20/08/2022

OBJECTIF BAC

CHIMIE TERMINALE D

BENJAMIN DJAHA

Table des matières

CHIMIE ORGANIQUE 2
LES ALCOOLS 2
LES ALDEHYDES ET LES CETONES 11
LES AMINES 20
ACIDES CARBOXYLIQUES ET DERIVES 24
FABRICATION D'UN SAVON 35
LES ACIDES α— AMINES 38
CHIMIE MINERALE 42
SOLUTIONS AQUEUSES – NOTION DE pH 42
ACIDE FORT – BASE FORTE 51
ACIDE FAIBLE - BASE FAIBLE 59
COUPLES ACIDE/BASE - CLASSIFICATION 67
RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES – SOLUTIONS TAMPONS. 77
DOSAGES 88

CHIMIE ORGANIQUE

LES ALCOOLS

EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1. On appelle alcools, les composés organiques possédant un groupe hydroxyle —OH lié à un atome de carbone tétraédrique.
2. L'oxydation ménagée par défaut d'un alcool primaire, en milieu basique, donne un aldéhyde.
3. Un alcool tertiaire est un alcool possédant 3 groupements hydroxyles.
4. La formule générale des alcools : $C_nH_{2n+1}O$.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Lorsque le carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone, l'alcool est secondaire.
2. CH_3—CH_2—$CH(CH_3)$—OH : Ce composé est le 1 -méthylpropan-1-ol.
3. Soit l'alcène ci - contre : CH_3 — CH = $C(CH_3)$ — CH_3 ;
   3.1) Cet alcène est symétrique car la double liaison se trouve en milieu de sa chaîne carbonée ;
   3.2) L'hydratation de cet alcène conduit majoritairement a un alcool tertiaire ;
4. L'hydratation d'un alcène asymétrique conduit majoritairement à l'alcool dont la classe est la plus élevée

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :

1) OH − CH_2 − CII_2 − OH : ce composé est le glycérol.
2) L'action de l'éthanol ingéré régulièrement en quantité non modérée (plus de 70 cl de vin par jour) entraîne la cirrhose et le cancer de foie, l'éthylisme.
3) L'alcool frelaté contient du méthanol qui se transforme en formol et entraîne rapidement des troubles nerveux graves qui conduisent à la mort.
4) Tous les composés de formule $C_nH_{2n+2}O$ sont des alcools.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 4

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Toutes les molécules comportant un groupement —OH sont des alcools.
2) L'éthanol n'a pas d'isomères.
3) Le 2-méthylpropan-1-ol comporte quatre atomes de carbone dans sa molécule.
4) Le sodium réagit avec les alcools en donnant du dihydrogène et un alcoolate de sodium.
5) Le composé CH_3−$CH(CH_3)$−CIl_2−CHO conduit par oxydation à un acide carboxylique.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 5

A) Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu entre les couples suivants :

1. CH_3COOH / CH_3CH_2OH et $Cr_2O_7^{2-}$ / Cr^{3+}.
2. CH_3CHO / CH_3CH_2OH et MnO_4^- / Mn^{2+}.

B) Pour chacune des propositions suivantes :

1. Par hydratation du but-1-ène, on obtient majoritairement : a) un alcool primaire ; b) un alcool secondaire ;

c) un alcool tertiaire

2. Le butan-2-ol donne, par une oxydation ménagée avec du permanganate de potassium en excès

a) un acide ; b) une cétone ; c) un aldéhyde.

3. La combustion complète du butan-2-ol dans le dioxygène donne :

   a) du dioxyde de carbone et du carbone
   b) du carbone et de l'eau
   c) du dioxyde de carbone et de l'eau.

4. L'action du sodium sur l'éthanol conduit à :

   a) la formation de l'éthanoate de sodium;
   b) la formation d'éthanolate sodium.
   c) la formation du propène ;
   d) la formation d'éthanal.

5. L'oxydation ménagée du propan-1-ol conduit à l'un des composés suivants :

   a) le dioxyde de carbone. ;
   b) l'acide propanoïque ;
   c) la propanone ;

6. Le groupe hydroxyle caractérise :

   a) les acides carboxyliques ;
   b) les cétones :
   c) les alcools ;
   d) les aldéhydes.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 6

Dans un tube à essai contenant m = 2,96 g d'un alcool D, tu introduis un excès de sodium métal. Tu observes un dégagement de gaz dont le volume recueilli après réaction est V = 480 mL. La chaine carbonée de D est saturée, ramifié et non cyclique. Son produit d'oxydation ménagée est un acide carboxylique.

Données :

- Masse molaire atomique en $g.mol^{-1}$: Na : 23 ; C : 12 ; O : 16 ; H : 1 ; M(Cl) : 35,5.
- Volume molaire : 24 $L.\ mol^{-1}$

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Le nom du gaz dégagé est : a) le dioxyde de carbone ; b) du dihydrogène ; c) l'azote
2) L'équation bilan de la réaction s'écrit :
   a) $R-OH + Na \longrightarrow R-O^- + Na^+ + H_2$

b) $R-OH + Na \longrightarrow Na^{+} + \frac{1}{2}H_2$

c) $R-OH + Na \longrightarrow Na^{+} + \frac{1}{2}H_2 + R-O^{-}$

3) La masse molaire de l'alcool est : a) M = 74 g.mol^{-1} ; b) M = 74 g.mol^{-1} ; c) M = 74 g.mol^{-1}
4) La formule brute de D est : a) $C_4H_{10}O$; b) C_3H_8O ; c) $C_5H_{12}O$
5) Le produit D est le : a) propan-2-ol ; b) 2-méthylpropan-1-ol ; c) 2,2-diméthylpropan-1-ol

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 7

Pour chacune des propositions suivantes

1) Le produit de l'oxydation ménagée d'un aldéhyde est une cétone.
2) Lorsque l'oxydant est en excès, le produit de l'oxydation ménagée d'une cétone est un acide carboxylique.
3) L'hydratation d'un alcène dissymétrique produit deux alcools de classes différentes.
4) L'oxydation ménagée d'un alcool tertiaire est impossible.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 8

Complète le texte ci-dessous avec les mots ou groupes de mots suivants, en utilisant les chiffres : préférentiellement ; d'oxydoréduction ; $R-OH + Na \longrightarrow (R-O^{-} + Na^{+}) + \frac{1}{2}H_2$; hydroxyle ; le plus substitué ; fermentation ; dissymétrique ; l'hydratation.

Un alcool est un composé organique. Sa molécule renferme un groupe ……..(1)…..... lié à un atome de carbone ……(2)…… L'on peut préparer certains alcools par …….(3)…..... des sucres fermentescibles tels que le glucose, le fructose contenus dans les jus de fruits (pomme, raisin, prune...).

D'autres alcools sont obtenus lors de ……..(4)…..... d'un alcène. Lorsque cet alcène est …….(5)…..... , le groupe hydroxyle se fixe ……..(6)……... sur le carbone ……(7)……..

Tous les alcools réagissent avec le sodium suivant la réaction ……(8)…..... suivante : …….(9)……. Le dihydrogène dégagé au cours de cette réaction peut être mis en évidence par la détonation produite au contact d'une flamme.

EXERCICE 9

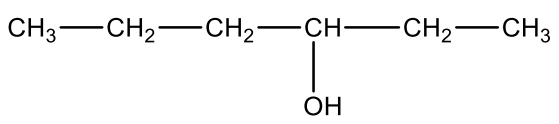
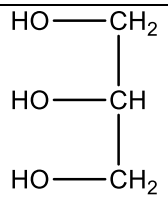
Ecrire les formules semi-développées des composés suivants :

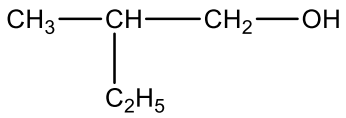
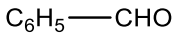
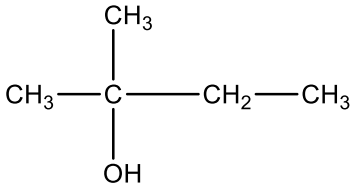
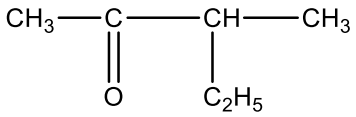
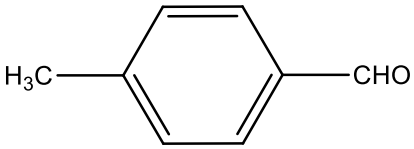
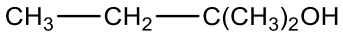
a) méthylpropan-1-ol ; b) 3,4-diméthylpentan-2-ol ; c) 3-méthylbutanol : d) 2.3.4-triméthylpentan-3-ol

e) 2-éthyl-3-méthylbutanal ; f) 2,4-dimèthylpentan-3-one g) éthan-1,2-diol.

EXERCICE 10

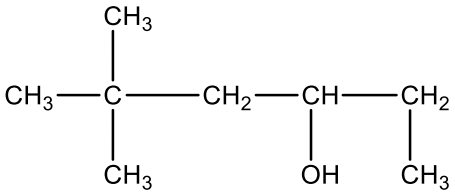
Nomme les composés organiques suivants :

EXERCICE 11

Tu considères la molécule de formule semi-développée ci-dessous :



Pour chacune des propositions suivantes :

1) Il s'agit d'un alcool :
   a) Primaire
   b) Secondaire
   c) Tertiaire
2) Ce composé est le :
   a) 5,5-diméthyl-hexan-3-ol
   b) 1,4,4-triméthylpentan-2-ol
   c) 2,2,5-triméthylpentan-2-ol

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre

EXERCICE 12

Parmi les composés suivants :

- $H_3C\text{-}CH(CH_3)\text{-}CH_2\text{-}OH$
- $H_3C\text{-}CH(OH)\text{-}CH_3$
- $H_3C\text{-}CH(CH_3)\text{-}CH(0H)\text{-}CH_3$
- $H_3C\text{-}CH(CH_3)\text{-}CO\text{-}OH$

Coche celui (ou ceux) qui est (sont) un (des) alcool(s) secondaire(s).

EXERCICE 13

L'hydratation du méthylpropène peut donner deux composés.

1. Donne leur formule semi-développée et leur nom.
2. Précise leur classe.

EXERCICE 14

Parmi les alcools suivants, indique ceux qui sont oxydables puis écris les formules semi-développées et les noms de leurs produits d'oxydation.

1. Butan-2-ol
2. Méthylpropan-2-ol
3. 2-méthylpropan-1-ol

EXERCICE 15

L'hydratation du méthylbut-2-ène donne minoritairement un compose A.
Ecris la formule semi-développée et le nom de A.

EXERCICE 16

Ecris les formules semi-développées et les noms des produits éventuellement formés au cours des réactions suivantes :

1) butan-2-ol $\xrightarrow[H_3O^+]{Cr_2O_7^{2-}}$.....

2) 2-méthylpropan-1-ol $\xrightarrow[H_3O^+]{Cr_2O_7^{2-}(excès)}$.....

3) 3-méthylbutan-2-ol $\xrightarrow[H_3O^+]{Cr_2O_7^{2-}(excès)}$.....

4) hexan-1-ol $\xrightarrow[H_3O^+]{Cr_2O_7^{2-}(défaut)}$.....

EXERCICE 17

Soit les réactions suivantes :

- propène + H_2O $\xrightarrow{H^+}$ $\begin{cases} A \\ B \end{cases}$
- $A + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \longrightarrow C$
- $B + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \longrightarrow D$
- $C + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \longrightarrow E$

C réagit positivement avec la DNPH et le réactif de Schiff. D réagit positivement avec la DNPH mais réagit négativement avec le réactif de Schiff.

Ecris la formule semi-développée et le nom des composés organiques A, B, C, D et E

EXERCICE 18

L'addition d'eau a un alcène A conduit à un ou plusieurs alcools noté B qui contient en masse 21 % d'élément oxygène

1) Détermine la formule brute de B.
2) L'alcool B contient un carbone ayant quatre substituants différents. Identifie B
3) Ecris les formules semi-développées des alcènes qui conduisent à B par addition d'eau

EXERCICE 19

Afin de déterminer la quantité d'éthanol (CH_3-CH_2-OH) contenu dans le sang d'un patient, un biologiste prélève 10 mL de son sang, y ajoute un peu d'acide sulfurique et 20 mL d'une solution de dichromate de potassium $K_2Cr_20_7$ de concentration molaire 0,01 mol/L dans des proportions stœchiométriques avec l'alcool. L'alcoolémie où le taux d'alcool dans le sang autorisé est de 0,5 g d'alcool par litre de sang ; ce taux décroit de 0,15 g/L par heure. Le volume sanguin total est 5 L.

L'équation-bilan de l'oxydation de l'éthanol est la suivante :

$$2Cr_2O_7^{2-} + 3C_2H_6O + 16H^+ \longrightarrow 4Cr^{3+} + 3C_2H_4O_2 + 11H_2O$$

Tu suis les activités du biologiste. Et vue tes talents en chimie, le biologiste te demande de déterminer la quantité d'alcool contenu dans le sang du patient et le temps de repos pour que le sang n'en contienne plus.

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

1) Précise :
   1.1) les couples en présence ;
   1.2) le nom, la nature et la formule semi-développée du produit de l'oxydation ménagée de l'éthanol.
2) Écris les demi-équations électroniques relatives aux deux couples oxydo-réducteurs
3) Détermine :
   3.1) la quantité de matière en ions dichromate
   3.2) la masse d'alcool contenu dans 10 mL sang .
   3.3) la masse d'alcool contenue dans les 5 L de sang.
   3.4) la concentration massique en g/L de l'éthanol contenu dans le sang.

EXERCICE 20

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un Professeur de Physique-Chimie réalise plusieurs expériences en présence de ses élèves de terminale D. Les expériences sont les suivantes :

- Expérience 1 : Il réalise l'hydratation d'un alcène A de masse molaire M = 56 g.mol^{-1} et obtient deux composés B et C. Les composés B et C ont une chaine carbonée ramifiée.
- Expérience 2 : Il procède à l'oxydation ménagée des composés B et C avec une solution de dichromate de potassium acidifié ($K_2Cr_2O_7$). Le composé B donne un produit organique D et le composé C ne donne aucun résultat.
- Expérience 3 : Il ajoute quelques gouttes de liqueur de Fehling au composé D. Un précipité rouge brique se forme.

A la fin des expériences, il vous demande d'exploiter les résultats afin d'écrire l'équation-bilan d'une réaction d'oxydation.

1. Donne la formule brute générale des alcènes.
2. Montre que la formule brute de l'alcène A est C_4H_8
3. Ecris les formules semi-développées et les noms de tous les isomères de A.
4. Déduis-en :
   4.1.les fonctions chimiques des composés B, C et D ;
   4.2.les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C et D ;
   4.3.l'équation-bilan de l'oxydation ménagée du composé B par les ions dichromate.

EXERCICE 21

Ton ami qui a manqué le cours sur les alcools te propose d'écrire l'équation-bilan de l'oxydation ménagée d'un alcool A, de formule brute C_3H_8O.par l'ion dichromate en milieu acide.

1. Indique quelques méthodes de préparation d'un alcool.
2. Donne les formules semi-développées, les classes et les noms des différents isomères de l'alcools A.
3. Donne les formules semi-développées, les fonctions chimiques et les noms des produits d'oxydation de A par l'ion dichromate.
4. Ecris l'équation-bilan de l'oxydation ménagée de l'alcool secondaire par l'ion dichromate en milieu acide.

EXERCICE 22

Au cours d'une séance de révision, ton ami te propose d'identifier un alcool A, à chaîne saturée, dont la molécule contient 64,9 % en masse de carbone.

Cet alcool est l'unique produit obtenu par hydratation d'un alcène B.

Données : Masse molaire en $g.mol^{-1}$: C : 12 ; O :16 ; H : 1.

1. Donne :
   1.1.le groupe fonctionnel des alcools
   1.2.la formule générale d'un alcool en fonction du nombre d'atome de carbone qu'il comporte.
2. Détermine la formule brute de A.
3. Ecris les formules semi - développées des isomères de A, nomme - les et donne leur classe.
4. Identifie le composé A et donne la formule semi - développée et le nom de B

EXERCICE 23

Au laboratoire de chimie, un groupe d'élèves dispose d'une bouteille contenant un hydrocarbure A de formule générale C_xH_y . Un membre du groupe affirme qu'il s'agit d'un alcène, ce que réfute son camarade. Le professeur fait réaliser au groupe les expériences suivantes, afin d'identifier cet hydrocarbure :

Expérience 1 : La combustion complète dans le dioxygène de m_A = 4,2 g de A produit m_1 = 13,2 g de dioxyde de carbone et m_2 = 5,4 g d'eau.

Expérience 2 : l'analyse spectroscopique montre que la molécule de A est non cyclique et contient deux ramifications. Sa masse molaire moléculaire vaut M_A = 84 g. mol^{-1}.

Expérience 3 : L'hydratation de A donne deux produits B et C avec B majoritaire.

Dans une solution acidifiée de permanganate de potassium, B ne s'oxyde pas mais C s'oxyde en un produit D lorsque l'oxydant est en défaut. Le composé D donne une coloration rose avec le réactif de Schiff.

Tu es membre du groupe, tes camarades te sollicitent pour interpréter les expériences afin d'identifier le composé contenu dans la bouteille.

Données : Masse molaire en g. mol^{-1}: C : 12 ; O :16 ; H : 1.

1) Ecris l'équation bilan de la réaction de combustion de A
2) Exploitation de l'expérience 1:
   2.1) Détermine
      2.1.1) les masses me et mu respectivement de carbone et d'hydrogène du composé A ;
      2.1.2) les pourcentages massiques de carbone(%C) et d'hydrogène (%H) dans le composé A
   2.2) Établis l'expression du pourcentage massique (%H) de l'hydrogène en fonction de x et y dans le composé A.

2.3) Montre que le composé A est un alcène.

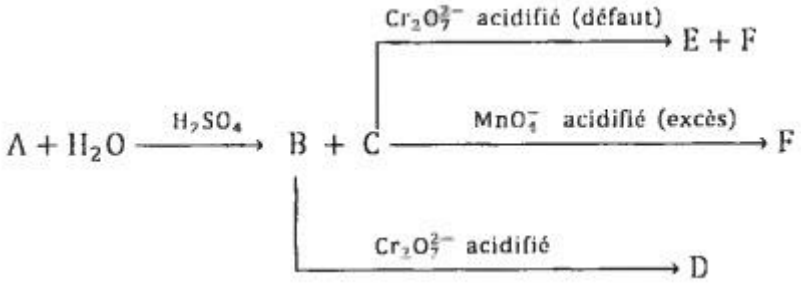
3) Exploitation de l'expérience 2 :
   3.1) Montre que la formule brute de A est C_6H_{12}
   3.2) Écris les formules semi-développées possibles de A et les nommer.

4) Exploitation de l'expérience 3 Donne :

   4.1) la formule semi-développée de A.
   4.2) les formules semi-développées et les noms de B, C et D.

EXERCICE 24

Afin d'évaluer l'acquisition des habiletés enseignées, votre professeur de chimie vous soumet le schéma réactionnel ci- dessous où (A). (B), (C), (D), (E) (F) sont des composés organiques.



Les réactions chimiques sont représentées par des flèches. Les composés organiques B et C obtenus contiennent en masse 26,67% d'oxygène.

C réagit vivement en présence du sodium et donne un gaz léger qui détonne à l'approche d'une flamme.

Il vous demande d'exploiter les résultats des expériences afin d'identifier les formules semi-développées des composés (A), (B), (C), (D), (E) et (F)

Données : M(C) = 12 g.mol^{-1} ; M(O) = 16 g.mol^{-1} ; M(H) = 1 g.mol^{-1}

1) Identification de (B) et (C).
   2.1) Indique la fonction chimique des composés B et C.
   2.2) Détermine la formule brute de B et C.
   2.3) Ecris les formules semi-développées des composés B et C puis nomme-les.
2) Identifie le gaz puis écris l'équation bilan de la réaction de C avec le sodium. Tu utiliseras la formule brute trouvée.
3) Donne les formules semis- développées et les noms des composés A, D, E, et F.
4) Ecris les demi- équations électroniques puis l'équation bilan de la réaction qui permet de passer de C à F.

EXERCICE 24

Pendant une séance de travaux pratiques, des élèves d'une classe de Terminale réalisent l'expérience de l'action du métal sodium sur un alcool saturé. Ils font réagir 3 g de l'alcool A avec un excès de sodium métal. Il se dégage un gaz qui détonne en présence d'une flamme et un autre produit ayant des propriétés basiques. Le composé organique A contient 0,05 mol de matière et peut être oxydé deux fois.

A la fin de la réaction chimique, le professeur leur demande d'identifier le composé organique A de déterminer le volume du gaz dégagé et la masse du composé organique possédant des propriétés basiques.

Données : Vm = 22,4 L.mol^{-1} ; M(C) = 12 g/mol ; M(H) = 1 g/mol ; M(O) = 16g/mol ; M(Na) = 23 g/mol

Tu fais partie des élèves de cette classe.

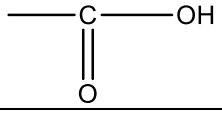
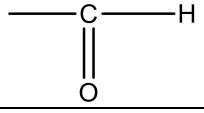
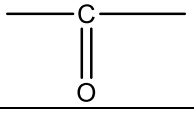
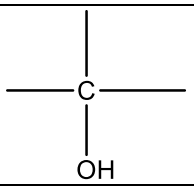
1) Détermine :
   1.1) la masse molaire moléculaire de A.
   1.2) la formule brute de A
2) Ecris les formules semi-développées possibles de A et leurs noms.
3)
   3.1) Identifie le composé A
   3.2) Identifie le composé formé qui possède des propriétés basiques.
   3.3) Ecris l'équation bilan de la réaction de A avec le sodium.
4) Détermine :
   4.1) Calcule le volume du gaz dégagé.
   4.2) La masse du composé formé ayant les propriétés basiques.

LES ALDEHYDES ET LES CETONES

EXERCICE 1

A) Fais correspondre chaque fonction chimique (A) a son groupe fonctionnel (B) en utilisant les chiffres et les lettres.

A	
Alcool	1
Aldéhyde	2
Cétone	3

	B
a	
b	
c	
d	

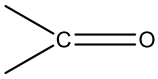
B) Pour chacune des propositions suivantes

1) Les cétones s'oxydent facilement : ce sont des réducteurs
2) L'ion diamine argent I (Réactif de Tollens) oxyde les aldéhydes.
3) La liqueur de Fehling oxyde les aldéhydes avec formations d'un précipité rouge brique d'oxyde de cuivre I (Cu_2O)
4) La 2,4-DNPH est le réactif commun aux aldéhydes et cétones.
5) Les aldéhydes se distinguent des cétones par leur caractère réducteur.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie ou Faux si elle est fausse

EXERCICE 2

Pour chaque proposition ci-dessous :

1) Le groupe  caractérise les composés carbonylés.
2) La formule générale d'une cétone est de la forme R−CHO.
3) La 2,4-D.N.P.H permet de caractériser seulement la présence des aldéhydes.
4) L'oxydation ménagée d'un aldéhyde conduit à un acide carboxylique.
5) Lorsque le test à la liqueur de Fehling est positif, il se forme un miroir d'argent.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie ou Faux si elle est fausse

EXERCICE 3

Pour chaque proposition ci-dessous :

1. La demi-équation de l'oxydation d'un aldéhyde par le permanganate de potassium s'écrit :

$$R-CHO+H_2O \longrightarrow R-COOH+2H^+ +3e^-$$

2. Un aldéhyde et une cétone possédant le même nombre de carbone sont isomères.
3. Un aldéhyde et un alcool possédant le même nombre de carbone sont isomères.
4. La formule brute d'une cétone possédant 6 atomes de carbone est : $C_6H_{12}O$.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie ou Faux si elle est fausse

EXERCICE 4

L'analyse élémentaire d'un composé B a donné 62% de carbone, 27,6% d'oxygène et 10,4% d'hydrogène. Il a été préparé par oxydation ménagée d'un alcool A en présence de dichromate de potassium.
Le composé B donne avec la 2,4-DNPH un précipité jaune et réagit avec le réactif ce Schiff en donnant une coloration rose.
Données : M_H = 1 g/mol : M_C = 12 g/mol ; M_O = 16 g/mol ; M_B = 58 g/mol.
Pour chacune des propositions suivantes :

1) La formule brute de B est : a) C_2H_4O ; b) C_3H_6O ; c) C_4H_8O.
2) Le compose B est : a) un aldéhyde ; b) une cétone ; 3) un acide carboxylique.
3) Le composé B est obtenu par oxydation d'un alcool : a) secondaire ; b tertiaire) ; c) primaire
4) Le compose d est le : a) propanone ; b) propanal ; c) butanal ; d) éthanal

Ecris le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 5

Pour chaque proposition ci-dessous :

1) Les réactifs ci-dessous permettent de caractériser aldéhyde :
   a) le BBT ; b) La DNPH ; c) Le réactif de Tollens
2) Le test au réactif de Schiff est un test caractéristique des :
   a) aldéhydes ; b) cétones ; c) acides carboxyliques ; d) alcools
3) Le groupe carbonyle est le groupe fonctionnel des :
   a) Alcools ; b) Cétones ; c) acides carboxyliques ; d) Aldéhydes.
4) Une espèce chimique organique qui donne un précipité rouge brique avec la Liqueur de Fehling peut être : a) Un aldéhyde ; b) Une cétone ; c) Un acide carboxylique.

Ecris le numéro de la proposition suivie de (s) la lettre(s) correspondant à (aux) la bonne(s) réponse (s).

EXERCICE 6

L'hydratation d'un alcène gazeux A à quatre (4) atomes de carbone en milieu acide donne un mélange de deux alcools B et C.
L'oxydation ménagée de l'alcool C ne donne rien.
L'oxydation ménagée de l'alcool B un composé D. Le composé D réagit avec la liqueur de Fehling en donnant un précipité rouge-brique.
Pour chacune des propositions suivantes :

1) La classe de l'alcool C est : a. primaire ; b. tertiaire ; c. secondaire
2) La classe de l'alcool B est : a. primaire ; b. tertiaire ; c. secondaire
3) La fonction chimique du corps D est : a. une cétone ; b. un acide carboxylique ; c. un aldéhyde
4) Le nom de l'alcène gazeux A est : a. le but-1-ène ; b. le méthylpropène ; c. le but-2-ène
5) Le nom du composé D est : a. le butanal ; b.la butanone ; c. le méthylpropanal

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne proposition.

EXERCICE 7

Complète les phrases suivantes avec les mots ou groupes de mots qui manquent.

1) Les aldéhydes et les cétones donnent avec la DNPH …….
2) Les aldéhydes …… le réactif de Schiff.
3) Les aldéhydes réduisent l'ion diamine argent en donnant …….
4) Les aldéhydes …….. la liqueur de Fehling en donnant un précipité de couleur rouge brique.
5) La couleur rouge brique est due à la formation d'un précipité …….
6) Une oxydation ménagée est une oxydation douce au cours de laquelle …….. de la molécule est conservé.

EXERCICE 8

Complète le texte ci-dessous avec les mots ou groupe de mots suivants (en écrivant le numéro suivi du mot ou groupe de mots) : **réduit, propanoate, réductrice, précipité rouge-brique, oxydé, précipité, oxydoréduction, jaune-orangé.**

Les aldéhydes et les cétones sont des composés carbonylés. La réaction chimique entre un composé carbonylé et une solution de la 2 4-dinitrophénylhydrazyne donne un …...1..... dont la couleur est …..2...

Dans une solution de liqueur de Fehling, quelques gouttes de propanal y sont versées puis chauffées doucement. Après passage par une coloration verdâtre, apparait un ……3…... Au cours de cette réaction l'ion cuivre II est ……4…... en oxyde de cuivre I et le propanal est ……5.... en ion …….6…..... : c'est donc une réaction d'…....7…... Cette réaction met en évidence la propriété ……8……... des aldéhydes, propriété que les cétones ne possèdent pas.

Cette réaction est utilisée en biologie pour la recherche et le dosage des sucres réducteurs présents dans les urines.

EXERCICE 9

1) Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu
   1) CH_3COOH / CH_3CH_2OH et $Cr_2O_7^{2-}$ / Cr^{3+}.
   2) CH_3CHO/CII_3CH_2OH et MnO_4^- /Mn^{2+}.
2) On soumet un aldéhyde et une cétone à des tests représentés dans le tableau ci-dessous par les lettres alphabétiques A, B, C …….. H.

	Réactif de Schiff	Réactif 2,4-DNPH	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens
Aldéhyde	A	B	C	D
cétone	E	F	G	H

Les résultats attendus sont les suivants :

1) Précipité jaune orangé : ……..……
2) Rien : …….
3) Dépôt d'argent qui noircit à la lumière : ……
4) Coloration rose : ……
5) Précipité rouge brique : …….

Indique devant chaque résultat, la ou (les) lettre(s) alphabétique(s) correspondante

EXERCICE 10

1) Donne la formule générale d'un aldéhyde.
2) Préciser le groupe caractéristique des aldéhydes et des cétones.
3) Pour nommer un aldéhyde dis si tu dois numéroter la chaîne carbonée la plus longue ou la chaîne carbonée la plus longue comportant le groupe fonctionnel.
4) Pour caractériser la présence d'un aldéhyde dis s'il est juste d'utiliser la 2,4-D.N.P.H seule ou la 2,4-D.N.P.H puis un autre réactif que tu préciseras.
5) Identifie le produit de l'oxydation ménagée des aldéhydes.

EXERCICE 11

On dispose de quatre (4) flacons contenant respectivement un alcool, un aldéhyde, une cétone et un acide carboxylique.
Le tableau ci-dessous donne les résultats des tests réalisés sur chaque composé A, B, C, D contenus chacun dans un flacon.

Composés / Réactifs	A	B	C	D
$Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide	Solution orange	Solution verte	Solution verte	Solution orange
2,4-DNPH	Solution jaune	Solution jaune	Précipité jaune	Précipité jaune
Réactif de Schiff	Solution incolore	Solution incolore	Solution violette	Solution incolore
Liqueur de Fehling	Solution	Solution	Précipité rouge brique	Solution

Donne :

1) les fonctions chimiques des corps A, B, C, D.
2) les formules semi-développées et les noms de ces corps sachant que C et D sont des composés contenants chacun trois atomes de carbone.

EXERCICE 11

Tu considères un aldéhyde dont le pourcentage massique en oxygène est égal à 27,58 %. Détermine sa formule brute.

EXERCICE 12

Au cours d'une évaluation des habiletés enseignées, votre professeur de physique - chimie vous donne les informations suivantes :

- L'hydratation d'un alcène linéaire A donne un seul composé B, de formule brute $C_4H_{10}O$, dont l'oxydation ménagée conduit à un composé C.
- C réagit avec la 2,4-DNPH en formant un précipité jaune, mais C ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

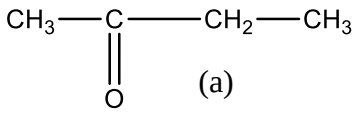
Il vous demande d'exploiter ces informations en vue d'écrire les formules semi - développées et les noms des composés A, B et C.

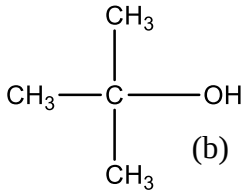
1) Donne la fonction chimique de C.
2) Déduis - en la fonction chimique et la classe de B.

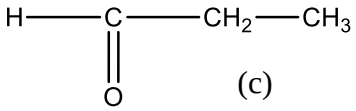
3) Donne la formule semi-développée et son nom de B.
4) Donne les formules semi-développées et les noms des composés A et C.

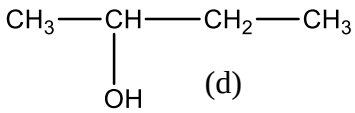
EXERCICE 13

Dans votre laboratoire de chimie, trois flacons contenant des composés organiques ont été mal étiquetés. Ces flacons sont susceptibles de contenir trois des composés organiques dont les molécules sont représentées ci-dessous :


(a)


(b)


(c)


(d)

En vue d'identifier le contenu de ces flacons, ton groupe réalise une série d'expériences qui se révèlent soit positives (existence d'une réaction caractéristique), soit négative (absence de réaction caractéristique). Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous

Réaction avec	L'ion $Cr_2O_7^{2-}$ en milieu acide	2,4-DNPH	La liqueur de Fehling
Flacon 1	Négative	Positive	Négative
Flacon 2	Négative	Négative	Négative
Flacon 3	Positive	Positive	Positive

Tu es le rapporteur du groupe.

1) Nomme chacun des composés (a), (b), (c), (d) et précise la fonction chimique qui caractérise chacun d'eux.
2) En justifiant brièvement ta réponse, identifie les composés organiques appartenant à ces trois flacons.
3) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu entre l'ion dichromate et le contenu du flacon 3.
4) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu entre la liqueur de Fehling et le contenu du flacon 3.

EXERCICE 15

Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur vous demande d'identifiez les contenus de quatre flacons dont les étiquettes ont été décollées. Il vous informe que chaque flacon contient un des alcools suivants, que l'on désignera par A, B, C et D : butan-1-ol, butan-2-ol, méthylpropan-1-ol et méthylpropan-2-ol.

A cet effet vous réalisez une oxydation de ces alcools par une solution de permanganate de potassium en milieu acide. Les résultats sont rassemblés dans le tableau 1.

Alcool testé	A	B	C	D
Action de l'ion permanganate en milieu acide et à froid	Solution incolore	Solution violette	Solution incolore	Solution incolore
Composé obtenu	A_1 et A_2		C_1	D_1 et D_2

Ensuite, vous soumettez les composés A_1, A_2, C_1, D_1 et D_2 à deux tests. Les résultats sont rassemblés dans le tableau 2 :

Produit des réactions	A_1	A_2	C_1	D_1	D_2
2,4 - DNPH	Positif	Négatif	Positif	Négatif	Positif
Réactif de Tollens	Positif	Négatif	Négatif	Négatif	Positif

Tu assistes à cette séance

1) Ecris dans les formules semi-développées des alcools testés et précise leur classe.
2) Exploitation des résultats du tableau 1.
   2.1) Interprète la coloration incolore prise par le permanganate de potassium.
   2.2) Donne le nom de l'alcool que ces résultats permettent d'identifier. Justifie.
3) Exploitation des résultats du tableau 2 :
   3.1) Indique ce que tu observes lorsque :
      3.1.1) le test avec la 2,4 - DNPH est positif.
      3.1.2) le test avec le réactif de Tollens est positif.
   3.2) Indique la fonction chimique des composés A_1, A_2, C_1, D_1 et D_2.
   3.3) Déduis - en les noms des composés A, C et D sachant que la chaine carbonée de A est ramifiée
   3.4) Ecris les formules semi - développées et donne les noms des composés A_1, A_2, C_1, D_1 et D_2.
4) Ecris l'équation-bilan de la réaction :
   4.1) entre C et l'ion permanganate qui conduit à C_1.
   4.2) entre A_1 et le réactif de Tollens

EXERCICE 16

Lors d'une séance de travaux pratiques, votre professeur demande à ton groupe d'identifier un composé organique A en vue de réaliser la synthèse de quelques composés organiques.
Le composé organique *A* peut être un alcool, un aldéhyde ou une cétone.
Le groupe réalise pour ce faire les expériences ci-dessous.

Expérience 1
L'action du sodium en excès sur 3,08 g de A produit un dégagement gazeux de volume V = 0,5 L.

Expérience 2
À partir d'un échantillon de A, le groupe réalise une suite de réactions chimiques ci-dessous :

$$A \xrightarrow{Cr_2O_7^{2-}} B \xrightarrow{Cr_2O_7^{2-}} C$$

Expérience 3

L'analyse du composé A et des produits formés, donne les résultats consignés dans le tableau ci-après.

	A	B	C
2,4-DNPH	Pas de réaction	Précipité jaune orangé	Pas de réaction
Réactif de Tollens	Pas de réaction	Miroir d'argent	Pas de réaction
BBT			Coloration jaune

Tu es chargé de rédiger le compte rendu.

Données :

- Masse molaire atomique en g/mol : M(H) = 1 ; M(C) = 12 ; M(O) = 16 ;
- Volume molaire : V_m = 24 L/mol.

1) **Définitions**

Définis :

1.1) un alcool

1.2) un composé carbonylé

2) **Identification du composé A.**

2.1) Précise la fonction chimique du composé A à partir des expériences 1 et 3

2.2) Ecris l'équation -bilan de la réaction entre A et le sodium.

2.3) Montre que la formule brute de A est $C_4II_{10}O$.

2.4) Précise la fonction chimique et le groupe fonctionnel de B.

2.5) Déduis - en les formules semi-développées possibles de A.

2.6) Identifie les composés A et B (formules semi- développées et noms), sachant que A a une chaîne carbonée ramifiée.

3) **Synthèse du composé organique C.**

3.1) Donne la formule semi-développée et le nom du composé C.

3.2) Écris l'équation-bilan de la réaction qui permet de passer de B à C.

4) Ecris l'équation bilan de ra réaction de B avec le réactif de Tollens.

EXERCICE 17

Des élèves qui préparent leur prochain devoir découvrent dans leur livre que le méthylpropène est un isomère du butène. Son hydratation donne deux alcools A et B.

A : le produit majoritaire, ne subit pas d'oxydation en présence d'une solution de dichromate de potassium ($2K^+ + Cr_2O_7^{2-}$) acidifié.

Quant à B, son oxydation ménagée par l'ion dichromate en milieu acide donne un composé C qui réagit avec Bon diammine argent I ($[Ag(NH_3)_2]^+$).

En outre, par action d'un excès de solution de dichromate de potassium en milieu acide sur l'alcool B, on obtient un composé D dont la solution fait virer au jaune le bleu de bromothymol.

Les élèves souhaitent écrire l'équation bilan de la réaction entre le composé C et l'ion diammine argent I. Rencontrant des difficultés, ceux-ci te sollicitent.

Données :

Les masses molaires en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; O : 16 ; C : 12.

1) Ecris :

1.1) La formule semi-développée du méthylpropène ;

1.2) Les formules semi-développées des produits A, B et C et donner leurs noms.

2) Donne la formule semi-développée et le nom de D.

3) Ecris l'équation bilan de la réaction :

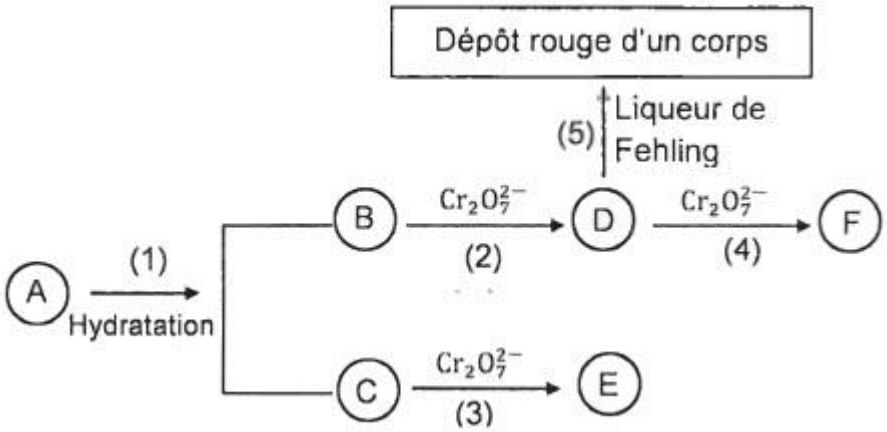
3.1) entre l'alcool B et l'ion dichromate ($CrjO^{3-}$) sachant qu'il a été réduit en ion chrome III (Cr^{3+}).

3.2) entre le composé C et l'ion diammine argent I.

EXERCICE 18

En vue de vous faire exploiter des réactions d'oxydo-réductions, le professeur de physique - chimie vous soumet un alcène A de masse molaire moléculaire 70 g/mol et vous propose le schéma réactionnel ci-dessous où (A), (B), (C), (D), (E) et (F) sont des composés organiques. Les réactions chimiques sont représentées par des flèches numérotées de 1 à 5.

- Le composé B est le 3-méthylbutan-1-ol ;
- La réaction 9,2 g de sodium pur sur le composé B utilisé en excès donne un corps I et du dihydrogène, avec un rendement de 80%.



Données :

- Les masses molaires en g/mol : C : 12 ; H : 1 ; Na : 23.
- Volume molaire gazeux : $V_m = 24$ L/mol.

1) Détermine :
   3.1) la formule brute de A.
   3.2) les formules semi - développés et les noms des isomères ramifiés de A.
2) Ecris la formule semi -développée de B et identifie A.
3) Après analyse du schéma réactionnel,
   3.1) détermine la formule semi-développée et le nom de chacun des composés (C), (D), (E), (F).
   3.2) Ecris l'équation bilan des réactions 3 et 5.
   3.3) Donne le nom et la formule brute de G.
4) On fait réagir pur. On obtient un corps I et du dihydrogène.
   4.1) Ecris l'équation bilan de la faction de B sur le sodium et donner le nom de I.
   4.2) Calcule le volume de dihydrogène que l'on peut espérer recueillir.

EXERCICE 19

Ton voisin de classe te propose d'identifier un alcool A qui dérive d'un alcane. La chaîne carbonée de sa molécule est ramifiée et possède 4 atomes de carbone.

Tu es informé que : l'addition progressive à chaud de 0,2 mol d'une solution acidifiée de dichromate de potassium sur 18,5 g de A permet de mettre en évidence la formation d'un composé B dont les vapeurs rosissent un papier imbibé du réactif de Schiff et un composé C qui jaunit le bleu de bromothymol (BBT).

Données : $M_H = 1$ g/mol ; $M_C = 12$ g/mol ; $M_O = 16$ g/mol.

1) Ecris la formule brute d'un alcool possédant quatre atomes de carbone et déduis - en les formules semi- développées possibles de tous ses isomères.
2) Donne la formule semi - développée et le nom l'alcool A. Justifie ta réponse.
3) Ecris l'équation bilan de formation :
   3.1) du produit d'oxydation B à partir de A ;
   3.2) du produit d'oxydation C à partir de A ;
   3.3) du produit d'oxydation C à partir de B
4) En supposant totale la réaction entre le dichromate de potassium et le composé, détermine la masse du produit obtenu.

EXERCICE 20

Partie 1

Un alcool A de formule $C_nH_{2n+2}O$ contient 21,6% en masse d'oxygène.

1) Déterminer la formule brute de A.

Ecrire les formules semi-développées possibles des isomères de A. Préciser leur nom et leur classe.

2) L'alcool A est obtenu par hydratation d'un alcène B en milieu acide. Sachant que l'hydratation de B ne peut conduire qu'à un seul produit, indiquer parmi les formules précédentes celle qui convient à A.

Quels sont alors la formule semi-développée et le nom de l'alcène B ?

On donne M_0 = 16 g.mol^{-1}; M_H = 1 g.mol^{-1}; Mc = 12 g.mol^{-1}.

Partie 2

Deux alcools A et B de formule brute C_3H_8O subissent les réactions suivantes :

- A + $Cr_2O_7^{2-} \xrightarrow{H^+}$ C ou D
- B + $MnO_4^- \xrightarrow{H^+}$ E
- C + réactif de Schiff $\longrightarrow$ test positif.
- D rougit le papier pH et fat virer le BBT au jaune
- E + réactif de Schiff $\longrightarrow$ test négatif.

1) Donner la fonction chimique, le nom et la formule semi-développée de chacun des composés A, B, C, et E.
2) On réalise le mélange du composé C avec une solution de nitrate d'argent ammoniacal
   2.1) Donner le résultat de cette expérience et les couples redox mis en jeu.
   2.2) Après avoir écrit les demi-équations électroniques, écrire l'équation-bilan de la réaction observée.
3) Ecrire les demi-équations électroniques puis l'équation-bilan de la réaction entre l'alcool B et l'ion permanganate.

EXERCICE 21

1) Le 2-méthylbutanal noté A et la méthylbutanone notée B sont deux isomères de formule brute $C_5H_{10}O$.
   1.1) Donner les formules semi-développées de A et B. Encadrer les groupes fonctionnels et donner les noms des fonctions chimiques de A et de B.
   1.2) Le 2-méthylbutanal est oxydé par les ions permanganate (MnO_4^-) en milieu acide ; La solution devient incolore caractéristique des ions manganèse II (Mn^{2+}).
      1.2.1) Quels sont la fonction chimique, la formule semi- développée et le nom du composé organique formé ?
      1.2.2) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2) La méthylbutanone est obtenue par oxydation d'un alcool.
   2.1) Donner la formule semi-développée et le nom de cet alcool.
   2.2) Cet alcool lui-même peut être obtenu de façon majoritaire par hydratation d'un hydrocarbure insaturé. Donner la formule semi-développée et le nom de cet hydrocarbure
3) Citer un test d'identification commun aux deux isomères A et B puis un test permettant de les différencier en précisant avec lequel des deux composés le test est positif.

LES AMINES

EXERCICE 1

Complète les phrases suivantes par les mots, groupes de mots ou expressions qui conviennent en utilisant les chiffres : **basique ; électrophile ; nucléophile ; tertiaire ; doublet d'électron ; ion tétraéthylammonium ; ammonium quaternaire ; $(C_2H_5)_3N$; capter**

Les amines ont des propriétés basiques et nucléophiles. Grâce au ……(1)……. non liants portés par l'atome d'azote, les amines peuvent ……(2)..... un proton H^+ pour donner un ion ……(3)…….. Les solutions aqueuses d'amine sont ……(4)…….. La réaction entre une amine ……..(5)…….. notamment la triméthylamine de formule …….(6)…….. et un halogénures d'alkyle tel que l'iodure d'éthyle (CH_3-CH_2I), produit un précipité blanc nommé ..... (7)…… de formule $(C_2H_5)_4N^+$.

Le doublet non liant porté par l'atome d'azote constitue un site …….(8)…….. Dans cette réaction, le doublet non liant attaque le site ……(9)……. de l'iodure d'éthyle. Si on utilise des amines primaire ou secondaire la réaction conduit à un mélange d'amine de différente classe.

EXERCICE 2

A- Pour chacune de propositions suivantes :

1) Un réactif nucléophile agit avec des espèces riches en électrons.
2) Un réactif électrophile agit avec des espèces riches en électrons.
3) En solution aqueuse les amines ont des propriétés acides.
4) La réaction de Hoffman permet d'obtenir une amine de classe supérieure.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si l'affirmation est vraie ou de la lettre F si l'affirmation est fausse

EXERCICE 3

Tu disposes d'une amine tertiaire A, ne comportant pas de cycle, dont le pourcentage en masse d'azote est 23,728 %. Lors de la réaction entre l'amine A et l'iodométhane, tu obtiens un précipité blanc.

Données : $M_C = 12$ g. mol^{-1} ; $M_H = 1$ g. mol^{-1} ; $M_N = 14$ g. mol^{-1}

Pour chacune de propositions suivantes :

1) La masse molaire moléculaire de l'amine est :

   a) 73 g. mol^{-1} ; b) 59 g. mol^{-1} ; c) 60 g. mol^{-1} ;

2) La formule brute de l'amine est :

   a) C_3H_9N ; b) $C_4H_{11}N$; c) $C_5H_{13}N$.

3) Le nom de l'amine est :
   a) N, N — diméthyléthylpropanamine
   b) N — éthyl N — méthylpropanamine
   c) triméthylamine
4) Le nom du précipité formé est :
   a) iodurc de tétraméthylammonium
   b) iodure de tétraéthylammonium
   c) iodure de N, N — diméthylpropylammonium

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 4

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1. Les amines possèdent un doublet non liant sur l'atome d'azote.
2. Le doublet non liant de l'atome d'azote confère aux amines un caractère électrophile.
3. Les amines sont susceptibles de céder un proton.
4. Les amines sont des bases faibles.

Pour chacune des propositions suivantes :

EXERCICE 5

L'analyse élémentaire d'une amine *A* donne les compositions centésimales suivantes :
Carbone : 77,42% ; hydrogène : 7,53% ; azote : 15,05%.
On donne en g/mol : M(C) = 12 ; M(H) = 1 ; M(N) = 14
Pour chacune des propositions suivantes :

1) La masse molaire de l'amine A est :
   a) 87 g/mol ; b) 101 g/mol ; c) 93 g/mol
2) La formule brute de l'amine A est : a) C_6H_7N ; b) $C_6H_{15}N$; c) $C_5H_{13}N$
3) La formule semi-développée de l'amine A est :
   a) CH_3-$(CH_2)_5$-NH_2 ; b) C_6H_5-NH_2 ; c) CH_3-$(CH_2)_3$-NH_2
4) Le nom de l'amine A est :
   a) N-méthyl butanamine ; b) hexanamine ; c) phénylamine

Recopie le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 6

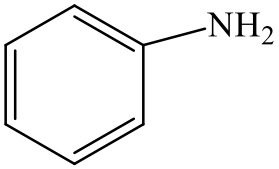
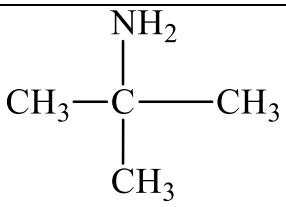
Ton groupe de travail souhaite étudier les propriétés des amines, molécules qui dérivent de l'ammoniac. Pour cela, tu considères une molécule d'amine de formule CxHyN, de masse molaire moléculaire M = 59 $g.mol^{-1}$, dont la composition centésimale massique est : C = 61,01% ; H = 15,26% et N = 23,73%.
Pour chacune de propositions suivantes :

1) Le doublet libre de l'atome d'azote confère à l'amine un caractère :
   a) Basique et nucléophile ;
   b) Basique et électrophile ;
   c) Nucléophile et électrophile ;
2) La formule brute de la molécule d'amine est : a) C_4H_9N ; b.C_2H_5N ; c. C_3H_9N

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 7

Nomme les composés suivants :

a)	$CH_3—CH_2—NH—CH_2—CH_3$	f)	
b)	$NH_2—CH(C_2H_5)—CH_3$	g)	

c)	$C_2H_5-\underset{\underset{C_2H_5}{\vert}}{CH}-NH-C_2H_5$	h)	$NH_2-CH_2-CH_3$
d)	$C_6H_5-\underset{\underset{CH_3}{\vert}}{N}-C_2H_5$	i)	$CH_3-\underset{\underset{C_2H_5}{\vert}}{N}-CH_2-CH_2-CH_3$
e)	$C_6H_5-\underset{\underset{C_2H_5}{\vert}}{N}-C_2H_5$		

EXERCICE 8

Tu mélanges 8,7 g de N,N-diméthylpropanamine avec l'iodométhane en excès.

Données (en $g.mol^{-1}$) : C : 12 ; H : 1 ; N : 14 ; I : 53.

1. Ecris la formule semi-développée et donne la classe de l'amine.
2. Ecris l'équation bilan de la réaction de cette amine avec l'iodométhane.
3. Calcule la masse de cristaux obtenue lorsque la réaction est achevée.

EXERCICE 9

Complète les équations des réactions chimiques suivantes. Tu écriras les formules semi-développées et tu nommeras les composées intervenant dans chaque réaction.

a) $CH_3—CH_2—NH_2 + CH—I \longrightarrow$ ……..
b) $CH_3—CH_2—NH—CH_3 + CH_3—CH_2—I \longrightarrow$ ……..
c) Diméthylamine + eau $\longrightarrow$ …….

EXERCICE 10

Ecris les formules semi-développées des amines de formules brutes $C_4H_{11}N$, nomme - les et précise leur classe.

EXERCICE 11

Une amine aliphatique tertiaire A comporte 4 atomes de carbone.

1. Écris la formule générale des amines tertiaires.
2. Écris la formule semi-développée de A et la nommer.

EXERCICE 12

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton groupe est chargé d'étudier les propriétés d'une amine saturée E contenant 19,2% en masse d'azote.
La réaction chimique entre cette amine et l'iodoéthane donne un précipité blanc.
Données (en $g.mol^{-1}$) : C :12 ; H : 1 ; N : 14 ; I : 53.

1) Détermine la formule brute de E.
2) Ecris les formules semi développées possibles de E en se limitant aux amines primaires et tertiaires. Nomme- les.
3) Identifie E sachant qu'un seul type de composé est obtenu au cours de la réaction avec l'iodoéthane.
4) Etude de la réaction
   4.1) Ecris l'équation-bilan de la réaction et donne le nom du compose obtenu.
   4.2) Donne le nom de cette réaction et précise le caractère des amines mis en évidence.

EXERCICE 13

En vue d'évaluer les notions étudiées en classe sur les amines, le professeur vous propose de déterminer la formule brute d'une amine aromatique E, de formule générale CxHyN ne comportant qu'un seul cycle. La microanalyse de E fournit, pour l'azote, un pourcentage en masse de 13,08 %. L'un des isomères de E est une amine secondaire. Traité par de l'iodométhane en défaut, plusieurs produits sont obtenus

Données (en $g.mol^{-1}$) : C : 12 ; H : 1 ; N : 14 ; I : 53.

1) Exprime x et y en fonction du nombre n d'atomes de carbone qui ne font pas partie du cycle.
2) Détermine n.
3) Ecris les formules développées des différents isomères et nomme - les.
4) Cite les produits obtenus lorsqu'on E réagit avec l'iodométhane

ACIDES CARBOXYLIQUES ET DERIVES

EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1. Un acide carboxylique est un composé comportant le groupe fonctionnel carboxyle.
2. La formule générale des acides carboxyliques est $C_nH_{2n+1}COOH$
3. $C_nH_{2n}O_2$ est une formule exclusive des acides carboxylique.
4. L'action d'un acide carboxylique sur un ion hydroxyde donne un ion carboxylate et de l'eau.
5. Les dérivés d'acides carboxyliques permettent d'obtenir par oxydation des acides carboxyliques.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Les acides carboxyliques sont insolubles dans l'eau.
2) La réaction chimique entre l'acide éthanoïque et l'éthanol est une réaction totale et exothermique.
3) La réaction chimique entre le chlorure de propanoyle et le méthanol est une réaction totale, rapide et exothermique.
4) La réaction chimique entre le chlorure d'éthanoyle et la méthanamine est une réaction lente et limitée.
5) La réaction chimique entre l'éthanoate d'isopropyle et l'eau est une réaction lente, réversible et athermique.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :

1) L'estérification indirecte est lente, limitée, réversible et athermique.
2) La formule générale d'un anhydride d'acide est : $C_nH_{2n-1}O_3$.
3) L'hydrolyse d'un anhydride mixte conduit à un seul acide carboxylique.
4) Les amides ont pour Formule générale $C_nH_{2n+1}ON$.
5) L'estérification et l'hydrolyse d'un ester sont deux réaction inverses l'une de l'autre et conduisent à un équilibre chimique.
6) On peut rendre totale une réaction d'estérification en éliminant l'ester du milieu réactionnel au fur et à mesure de sa formation.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 4

Complète les phrases ci-dessous avec les groupes de mots qui convient en utilisant les chiffres.

1) On passe de la formule d'un ……..(1)…… de formule générale R − COOH à celle d'un ester en remplaçant l'atome d'hydrogène du …….(2)…… par ……..(3)……..

2) On obtient le nom d'un ester en supprimant le mot acide dans le nom de l'acide carboxylique correspondant et en remplaçant la terminaison ……..(4)……. par le suffixe …….(5)…….. puis en lui ajoutant le nom du ……..(6)…….. provenant de ……(7)…… ,
3) L'estérification directe et l'hydrolyse d'un …….(8)……. sont des transformations …….(9)…… et ……..(10)……..

4) Pour préparer un ester avec le meilleur rendement possible, ou fait réagir un alcool avec un ……(11)…….

EXERCICE 5

A) Donne les formules semi-développées et les noms des composés obtenus :
   1) Par réaction :
      1.1) de l'acide méthanoïque avec le propan-1-ol.
      1.2) de l'acide benzoïque avec l'éthanol.
   2) Par hydrolyse :
      2.1) de l'éthanoate de propyle.
      2.2) du méthanoate d'éthyle.

B) Complète les réactions chimiques suivantes en utilisant les formules semi-développées.
   1) chlorure de propanoyle + propan-2-ol ⟶ .....
   2) anhydride éthanoïque + éthanol ⟶ .....
   3) chlorure de benzoyle + eau ⟶ .....

C) Recopie le numéro suivi de la ou les lettre(s) correspondante(s)à la ou les bonne (s) réponse (s).

   1) Un acide carboxylique est : a) un composé minéral ; b) un composé ionique ; c) un composé organique.
   2) Choisis la réaction chimique permettant d'obtenir un acide carboxylique :
      a) Hydrolyse d'un ester
      b) Estérification directe
      c) Déshydratation d'un alcool
   3) Donne le groupe caractéristique de chacune des fonctions chimiques suivantes :

   a) ester ; b) acide carboxylique c) anhydride d'acide d) chlorure d'acyle ; e) amide ;

   4) Donne le nom, les formules semi-développées des produits et les caractéristiques pour chacune des réactions suivantes si possible :
      a) Deux molécules d'acide formique en présence de P_4O_{10} à 100° C.
      b) Ethanol + acide éthanoïque.
      c) Méthanol + chlorure de méthylpropanoyle.
      d) Anhydride éthanoïque et propanoïque + eau

EXERCICE 6

A/ Tu fais réagir m_1 = 80 g d'acide éthanoïque sur du méthanol en excès. Il se forme alors un ester E.

Données : Masse molaire en $g.mol^{-1}$: C : 12 ; O : 16 ; H : 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1) L'équation-bilan de la réaction est :
   a) $CH_3 - COOH + CH_3 - OH \rightarrow CH_3 - CO - O - CH_3 + H_2O$
   b) $CH_3 - CO - O - CH_3 + H_2O \rightleftarrows CH_3 - COOH + CH_3 - OH$
   c) $CH_3 - COOH + CH_3 - OH \rightleftharpoons CH_3 - CO - O - CH_3 + H_2O$

2) La masse m_2 de méthanol nécessaire pour un mélange stœchiométrique est :
   a) m_2 = 66,1 g ; b) m_2 = 28,9 g ; c) m_2 = 24,5 g
3) le rendement de la réaction est : a) r = 67%. ; b) r = 60% ; c) r = 05%

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne proposition.

B/ Tu réalises la réaction entre l'acide 2−méthylpropanoïque et le 3 − méthylbutan − 2ol.

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La réaction réalisée est appelée :
   a) Une estérification indirecte ;
   b) Une estérification directe ;
   c) Saponification
2) Les caractéristiques de la réaction sont :
   a) Rapide et totale
   b) Lente et totale
   c) Lente, limité, athermique et réversible ;
3) Le produit de cette réaction est :
   a) 2 − méthylpropanoate de propyle
   b) 2 − méthylpropanoate de 3 – méthylbutyle.
   c) méthylpropanoate de 1,2 − diméthylpropyle :

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne proposition.

C- Pour chacune des propositions suivantes :

1) Les acides carboxyliques sont tous liquides à la température ordinaire
2) Les acides carboxyliques sont des acides faibles.
3) Les esters et les anhydrides d'acides ont la même formule brute : $C_nH_{2n}O_2$.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite (V) si la proposition est vraie ou (F) si celle-ci est fausse

<u>EXERCICE 7</u>

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La réaction entre l'acide propanoïque et le propan-2-ol donne :
   a) le propanoate de propyle et l'eau ;
   b) le propanoate d'isopropyle et l'eau ;
   c) le propanoate d'éthyle et le méthanol.
2) La réaction entre l'anhydride éthanoïque et l'eau donne :
   a) deux molécules d'acide éthanoïque ;
   b) l'acide éthanoïque et l'acide méthanoïque ;
   c) l'éthanoate d'éthyle et l'acide éthanoïque.
3) La réaction entre l'acide propanoïque et l'ammoniac après chauffage donne :
   a) l'ion propanoate et l'eau
   b) l'ion propanoate et l'ion ammonium
   c) le propanamide et l'eau.
4) La réaction entre l'anhydrique propanoïque et l'éthanol donne :
   a) l'acide éthanoïque et l'acide propanoïque ;
   b) l'acide propanoïque et l'eau
   c) le propanoate d'éthyle et i'acide propanoïque.

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 8

B/ Ecris :

1) la formule de l'éthanamide.
2) l'équation-bilan de la réaction de préparation de l'éthanamide à partir d'un acide carboxylique.

C- Complète les phrases suivantes en utilisant lettres :

1) Les alcools réagissent avec les acides carboxyliques pour former des …..(a)…..
2) Les acides carboxyliques sont convertis en ....(b)..... par une gamme de réactifs: $SOCl_2$, PCl_5 sont les réactifs habituels.
3) Un anhydride d'acide résulte de la perte d'une molécule d'eau entre deux molécules …..(c)..... en présence d'un déshydratant tel que l'oxyde de phosphore.
4) La réaction d'hydrolyse des esters est la réaction …..(d)..... de l'estérification.

D/ Tu prépares le 2 – méthylpropanoate d'isopropyle au cours d'une séance de travaux pratiques, en utilisant un acide carboxylique et un composé B.

Pour chacune des propositions suivantes :

1) L'opération effectuée est :
   a) une estérification directe ;
   b) une estérification indirecte ;
   c) une saponification.
2) Le composé B est le :
   a) Chlorure de 2 − méthylpropanoyle ;
   b) méthylpropan − 1 − ol ;
   c) propan − 2 − ol .
3) L'acide carboxylique utilisé est l' :
   a) Acide méthylpropanoïque ;
   b) Acide propanoïque ;
   c) Acide 2 — méthylbutanoïque .

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne proposition.

EXERCICE 9

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

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

EXERCICE 10

Un monoacide carboxylique saturé a une densité de vapeur d = 3,52.

1) Détermine sa formule brute.
2) Ecris les formules semi-développées de tous les isomères I et nomme-les.

EXERCICE 11

L'hydrolyse d'un chlorure d'acyle de masse m = 1,065 g produit 0,365g de chlorure d'hydrogène.

1) Détermine sa formule brute.
2) Ecris les formules semi-développées de tous ses isomères et les nomme-les.

EXERCICE 12

Un mono ester à chaîne carbonée saturée contient en masse 36,4% d'oxygène.
Détermine la formule brute de cet ester donne ses isomères

EXERCICE 13

Un amide contient en masse 49,3% de carbone ; 9,6% d'hydrogène ; 22% d'oxygène et le reste de l'azote.
Détermine la masse molaire, la formule brute et les formules semi-développées de cet amide.

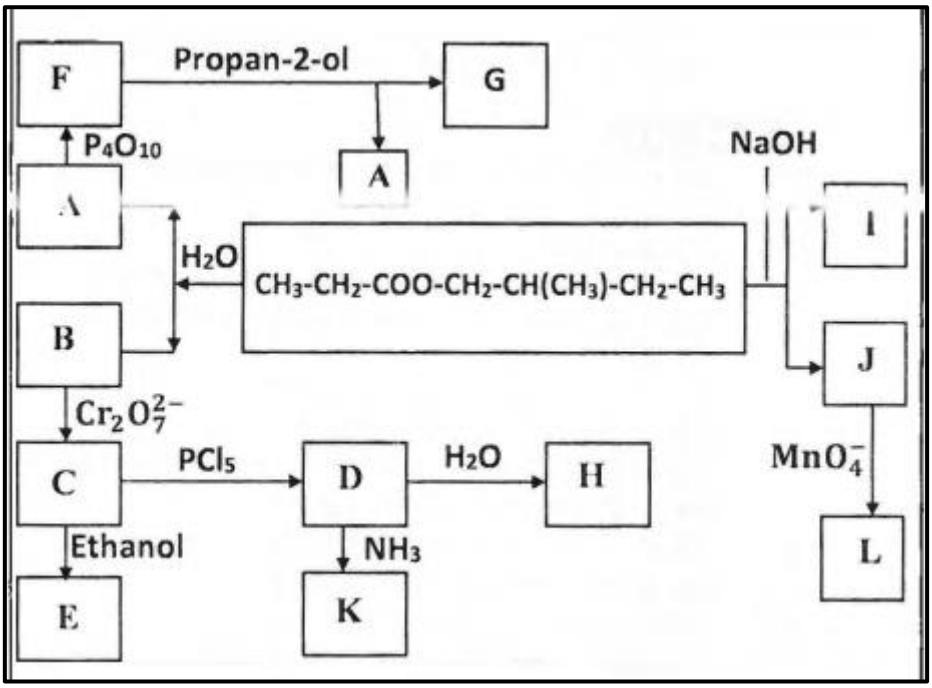
EXERCICE 14

La combustion complète d'une mole d'un composé organique A de formule $C_xH_yO_2$ nécessite 3,5 moles de dioxygène et produit 54 g d'eau et 132 g de dioxyde de carbone.

1) Ecris l'équation bilan de la combustion complète.
2) Détermine la formule brute de A et indique les fonctions chimiques compatibles avec cette formule.
3) Ecris les formules semi-développées par fonction chimique de A.

EXERCICE 15

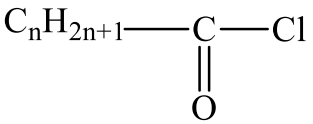
Interprète l'organigramme et donne les formules semi-développées et les noms des composés A, B, C. D, E, F, G, H, I, J.K et L



EXERCICE 16

En vue de vous faire exploiter des réactions d'estérification, ton professeur de Physique-Chimie met à la disposition de ton groupe :

- un chlorure d'acyle de formule semi-développée :



- du méthanol
- du décaoxyde de tétraphosphore P_4O_{10}

En outre, il vous donne les informations suivantes :

- 1,57 g de ce chlorure d'acyle contiennent 0,02 mol ;
- la réaction de ce chlorure d'acyle sur le méthanol donne un composé organique A et du chlorure d'hydrogène ;
- la réaction de A sur l'eau donne deux composés organiques. L'un de ces composés peut réagir en présence du décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) pour donner un composé B et de l'eau.

Données :

– Masses molaires en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; C : 12 ; Cl : 35,5.
– Volume molaire : $V_m = 24\ L.mol^{-1}$.

En tant que rapporteur, propose la solution du groupe en répondant aux consignes ci-dessous.

1) Identification du chlorure d'acyle
   1.1) Montre que la masse molaire du chlorure d'acyle est M = 78,5 g/mo1.
   1.2) Déduis-en sa formule semi-développée et son nom.
2) Action du chlorure d'acyle sur le méthanol
   2.1) Écris l'équation-bilan de la réaction et donne ses caractéristiques.
   2.2) Nomme le composé A obtenu.
   2.3) Détermine :
      2.3.1) la masse du composé A obtenu ;
      2.3.2) le volume du chlorure d'hydrogène dégagé.
3) Action du composé A sur l'eau
   3.1) Écris F équation-bilan de la réaction.
   3.2) Donne le nom de cette réaction et ses caractéristiques.
   3.3) Écris F équation-bilan de la réaction d'obtention du composé B.
   3.4) Nomme le composé B.
4) Écris l'équation-bilan de la réaction permettant d'obtenir le composé A à partir de B

EXERCICE 17

Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe est désigné par le professeur pour préparer sous sa conduite, un amide de formule brute C_3H_7NO. Le groupe réalise l'addition d'eau sur le propène et obtient une masse m = 240 g d'un mélange de deux alcools A et B. L'alcool B est de classe primaire et représente 1% de la masse m. Les alcools A et B sont séparés et respectivement oxydés en C et D par un excès d'oxydant acidifié. Le groupe fait réagir le compose E sur le chlorure de thionyle $SOCl_2$. Il se forme un composé E.

Il fait réagir enfin le composé E sur l'ammoniac NH_3 et obtient un composé organique F. Tu es désigné par ton groupe pour exploiter les différentes expériences qui permettent de préparer l'amide.

Données : M(H) = 1 g.mol^{-1} ; M(C) = 12 g.mol^{-1} ; M(O) = 16 g.mol^{-1} ; M(N) = 14 g.mol^{-1}.

1) Donne les formules semi-développées et les noms des composés A et B.
2) Propose :
   2.1) Les formules semi-développées et les noms des composés C et D.
   2.2) Un test pour caractériser d'une part le composé C et d'autre part le composé D.
3) Ecris :
   2.1) l'équation-bilan de la réaction entre le composé D et le chlorure de thionyle.
   2.2) la formule semi-développée et le nom du composé E obtenu.
4)
   4.1) Ecris l'équation-bilan de la réaction entre le composé E et l'ammoniac.
   4.2) Donne les formules semi-développées et les noms des produits obtenus.
   4.3) Détermine la masse du composé organique F obtenu.

EXERCICE 18

Le propanoate d'éthyle et l'éthanoate de propyle sont deux (02) isomères d'un ester G de formule brute $C_5H_{10}O_2$. Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de physique-chimie se propose de préparer avec vous, l'un de ces deux isomères. Vous réalisez les expériences suivantes

Expérience 1 :

Vous disposez de trois (03) flacons (1), (2), (3) contenant respectivement :

- (1) : alcool A, le propan-2-ol ;
- (2) : alcool B, le propan-1-ol ;
- (3) : une solution aqueuse de dichromate de potassium acidifiée.

Vous faites réagir en excès du dichromate de potassium sur les composés A et B. vous obtenez les composés C et C'

- Le composé C réagit positivement au test de la 2,4- dinitrophénylhydrazine (2,4-DNPFI).
- Le composé C' réagit avec le bleu de Bromothymol (BBT) pour donner une coloration jaune.

Expérience 2 :

En plus des composés C et C' précédents, le professeur vous donne deux (02) autres flacons contenant l'un de l'éthanol (E) et l'autre du chlorure de propanoyle (F). Vous préparez l'ester G à partir des composées C. C'. E et F

1) Expérience 1
   2.1) Écris les formules semi-développées des alcools A et B.
   2.2) Donne la famille chimique de chacun des composés C et C'
   2.3) Donne les formules semi-développées et les noms des composés C et C'.
2) Expérience 2 :
   2.1) Écris les formules semi-développées des composés E et F
   2.2) Donne les noms des composés que les élèves peuvent utiliser pour préparer l'ester G.
   2.3) Écris les équations-bilans des réactions qui donnent l'ester G, à partir des composés de l'exercice.

EXERCICE 19

Au cours d'une séance de travaux pratiques de chimie de ton Lycée, le professeur de physique- chimie vous demande de déterminer la formule semi-développée, le nom des composés A, B, E et quelques fonctions dérivées de B. E est un ester naturel à radicaux alkyles. Sa composition centésimale massique donne : %C = 58,83 ; %O = 31,37 et %H = 9.80.

Pour cela, vous réalisez ensemble quelques expériences sur le composé organique E.

Les résultats obtenus sont les suivants :

- L'hydrolyse de l'ester E donne deux composés C et A. La combustion complète de m = 15g du composé C de formule $CxHyO_2$ donne 22g de dioxyde de carbone et 9g d'eau.

- L'oxydation ménagée du composé A avec le dichromate de potassium acidifié conduit à la formation d'un composé B qui donne une coloration jaune avec le bleu de Bromothymol.

- Le composé B réagit avec le chlorure de thionyle pour donner un composé B_1. L'action de B_1 sur une amine primaire conduit à un composé B_2 qui contient 13,8% en masse d'azote.

Données : les masses molaires atomiques en g/mol : H : 1 ; C : 12 ; O : 16 ; Cl : 35,5 ; N : 14.

1) Détermination de formules brutes.
   1.1) Identifie les fonctions chimiques des composés A et C
   1.2) Détermine la formule brute de l'ester naturel E ;
   1.3) Ecris l'équation-bilan de la réaction de combustion complété du compose C ;
   1.4) Déduis-en sa formule brute, sa formule semi- développé et son nom ;
   1.5) Détermine la formule brute du composé A ainsi que ses formules semi-développées possibles.
2) Identifie (formule semi-développée et nom) les composés A, B et E.
3) Identification des produits de synthèse.
   3.1) Identifie (formule semi-développée et nom) le composé B_1.
   3.2) Ecris l'équation-bilan de la réaction donnant le composé B_1.
   3.3) Ecris l'équation-bilan de l'action de B_1 sur l'amine.
   3.4) Détermine formule semi-développée et nom de B_2.

<u>EXERCICE 20</u>

Lors d'une séance de Travaux Pratiques de Chimie dans le laboratoire de leur établissement, des élèves d'une classe de Terminale C, désirent synthétiser un amide à partir de deux méthodes différentes. Pour ce faire, leur Professeur de Physique-Chimie met à leur disposition un ester E de formule brute $C_5H_{10}O_2$. Avec cet ester, ils réalisent une suite de réaction chimique qui leur permettra de synthétiser l'amide.

Ils procèdent à l'hydrolyse de l'ester E et obtiennent l'acide éthanoïque et un corps X l'oxydation ménagée de X donne un corps **Y** qui réagit positivement avec la 2,4-DNPH et avec la liqueur de Fehling.

Ils réalisent par la suite l'oxydation du corps Y avec l'ion dichromate ($Cr_2O_7^{2-}$) en excès et en milieu acide et obtiennent un composé B.

Pour synthétiser l'amide G, ils procèdent de deux manières différentes :

- la première consiste à utiliser le composé B et l'ammoniac NH_3.

- la seconde consiste à utiliser le composé B qu'ils font réagir avec le chlorure de thionyle (SOCl) pour obtenir un composé C. Le composé C réagit ensuite avec l'ammoniac NH_3.

En ta qualité de rapporteur du groupe, tu es sollicité pour répondre aux consignes suivantes.

1) Écris l'équation-bilan en formule générale de la réaction d'hydrolyse d'un ester.
2) Donne :
   2.1) la fonction chimique, la formule semi-développée et le nom de Y ;
   2.2) le nom et la formule semi-développée de X ;
   2.3) la formule semi-développée et le nom de l'ester E.
   2.4) Donne la fonction chimique, la formule semi- développée et le nom de B.
3) Écris l'équation-bilan :

3.1) de la réaction du chlorure de thionyle (SOCl) sur le composé B pour obtenir le compose C ,
3.2) de la réaction du composé B avec l'amide ;
3.3) de la réaction du composé C avec l'amide.

4) Donne le nom et la formule semi-développée de l'amide synthétisé.

EXERCICE 21

Au cours d'une séance de travaux pratique ton groupe est désigné par le professeur pour réaliser, sous sa conduite, une série d'expériences de synthèses de dérivés d'acides carboxylique, à partir d'un acide carboxylique A à chaîne carbonée saturée de formule brute $C_2H_4O_2$ et d'un alcool B de formule brute CH_4O.

Le groupe dispose d'une masse m_A = 18 g de l'acide carboxylique A et en fait deux parts.

1ère expérience : Le groupe fait réagir m_A = 6 g de A sur B et obtient un corps organique C. Le rendement de la réaction est égal à 0,67.

2ème expérience : Le groupe fait réagir m_A = 12 g de *A* avec le pentachlorure de phosphore (PCl). Il se forme un composé organique D. Lorsqu'il ne verse goutte à goutte le composé D dans une solution concentrée d'ammoniac il obtient un composé E.

Tu es désigné par ton groupe pour exploiter les différentes expériences afin d'identifier les composés A, B, C, D et E.

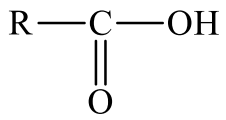
Données :

- Vm = 24 $L.mol^{-1}$
- Les masses molaires en $g.mol^{-1}$: H : 1 ; O : 16 ; C : 12.

1) Identification de A
   2.1) Ecris la formule semi-développée de A.
   2.2) Donne le nom du composé A.
2) Identification de B
   2.1) Ecris la formule semi-développée de B.
   2.2) Donne le nom et la classe de l'alcool B.
3) 1ère expérience :
   3.1) Ecris l'équation de la réaction qui a lieu.
   3.2) Donne :
      3.2.1) le nom du composé C.
      3.2.2) les caractéristiques de la réaction.
   3.3) Calcule la masse me du composé C formé.
4) 2ème expérience :
   4.1) Ecris l'équation de la réaction qui a lieu.
   4.2) Donne le nom de D.
   4.3) Calcule le volume du chlorure d'hydrogène formé.
   4.4) Identification de E
      4.4.1) Ecris la formule semi-développée du composé E.
      4.4.2) Donne le nom de E.

EXERCICE 22

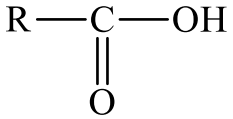
Le laboratoire de ton lycée dispose d'un acide carboxylique A de formule semi-développée :



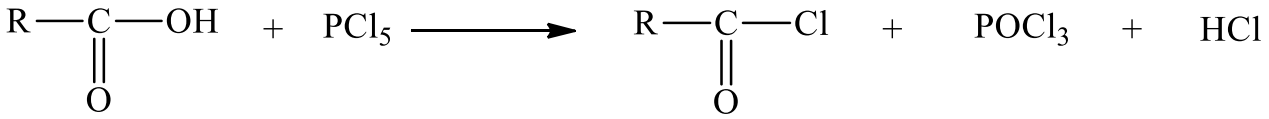
Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de physique- chimie vous propose de l'identifier. Pour cela, vous réalisez deux expériences.

Expérience 1 :

Sur une masse m_A = 1,76 g de A, vous ajouter un agent chlorurant puissant ; le pentachlorure de phosphore (PCl_5). Les produits de la réaction sont :

- Chlorure d'acyle B de formule : 
- oxychlorure de phosphore $POCl_3$,
- chlorure d'hydrogène HCl.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



La quantité de matière de chlorure d'hydrogène recueillie vaut n(HCI) = 20.10^{-3} mol.

Expérience 2 :

Vous faites agir un alcool C sur m_B = 12,5 g du chlorure d'acyle B obtenu dans l'expérience 1. Vous obtenez le méthylpropanoate d'éthyle et le chlorure d'hydrogène.

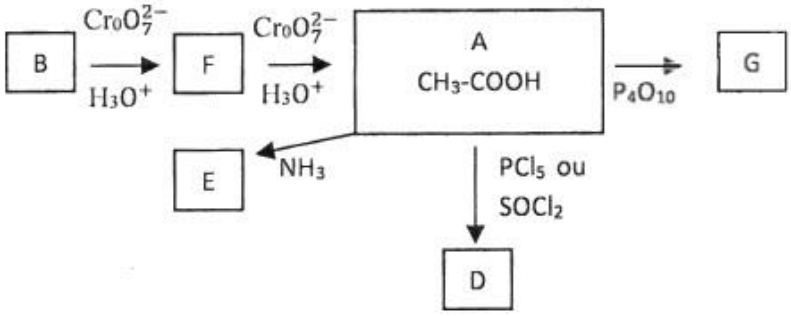
Données (masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$) : H : 1 ; C : 12 ; O : 16 ; Cl : 35,5.

Tu fais partie de la classe. Rédige le compte rendu.

1) Expérience 1
   - 1.1) Calcule la masse molaire moléculaire M_A de A.
   - 1.2)
     - 1.21) Détermine la formule brute de A.
     - 1.22) Donne les formules semi-développées possibles de A et nomme - les.
2) Expérience 2
   - 2.1) Écris la formule semi-développée du méthylpropanoate d'éthyle.
   - 2.2) Donne la formule semi-développée et le nom de l'alcool C.
   - 2.3) Déduis de ce qui précède la formule semi- développée et le nom du chlorure d'acvle B
   - 2.4)
     - 2.4.1) Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu entre B et C.
     - 2.4.2) Donne les caractéristiques de cette réaction.
     - 2.4.3) Détermine la masse m du méthylpropanoate d'éthyle formé.
     - 2.4.4) Donne la formule semi-développée et le nom de l'acide carboxylique A.

EXERCICE 23

Après le cours sur les acides carboxyliques et dérivés, votre professeur vous soumet l'organigramme ci - dessous, en vue de vérifier l'acquisition des habiletés enseignées.



Les réactifs utilisés sont notés sur les flèches.

Pour obtenir le produit (B), il faut ajouter de l'eau à un alcène H en milieu acide sulfurique.

L'oxydation ménagée du composé B par une solution de dichromate de potassium en milieu acide conduit au composé F.

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

1) À partir de l'organigramme, reproduis le tableau suivant et complète - le.

Composés	Formule semi-développée	Nom	Groupe fonctionnel
B			
F			
G			
D			
E			

2) Écris l'équation-bilan de la réaction qui permet d'obtenir B et nomme l'alcène H. Nomme cette réaction.
3) Écris l'équation-bilan de la réaction entre le composé B et l'ion dichromate ($Cr_2O_7^{2-}$).
4) Détermine le volume V_0 de la solution oxydante de dichromate de potassium de concentration molaire volumique $C_0 = 1$ mol.L"^{1} nécessaire pour oxyder une masse m = 0,20 g de B.

EXERCICE 24

On veut déterminer la formule d'un acide carboxylique A à chaîne carbonée saturée. On dissout 4,4g de cet acide dans l'eau pure ; la solution obtenue a un volume de 1 L. On prélève un volume $V_A = 10$ cm^3 que l'on dose à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1}$ mol/L. L'équivalence est atteinte quand on verse $V_B = 5$ cm^3 d'hydroxyde de sodium.

1) Calculer la concentration C_3 de la solution d'acide A et en déduire sa formule brute.
2) Sachant que la chaîne carbonée n'est pas linéaire donne" sa formule semi-développée et son nom.
3)
   3.1) On fait agir sur A un agent chlorurant puissant, le pentachlorure de phosphore PCl_5. Ecrire l'équation bilan de la réaction. Donner la formule semi-développée et le nom du composé B obtenu.
   3.2) On fait agir sur A un agent déshydratant puissant, le décaoxyde de tétraphosphore P_4O_{10}. Donner la formule semi-développée et le nom du composé C obtenu.
   3.3) On fait agir sur A, l'ammoniac. Le composé est ensuite déshydraté par un chauffage prolongé. Donner la formule semi-développée et le nom de la substance D

FABRICATION D'UN SAVON

EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La saponification est une réaction chimique qui a lieu entre :
   a) un ester et les ions hydroniums ;
   b) un ester et l'eau ;
   c) un ester et les ions hydroxydes ;
   d) un acide carboxylique et les ions hydroxydes.
2) La réaction de saponification est une réaction :
   a) lente et limitée :
   b) rapide et totale ;
   c) lente et athermique
   d) lente et totale.
3) L'action des ions OH^- sur un ester produit des :
   a) ions carboxylates et un acide carboxylique :
   b) ions carboxylates et un alcool ;
   c) ions alcoolates et acide carboxyliques ;
   d) ions carbonates et un alcool.
4) La réaction chimique qui permet la fabrication d'un savon est :
   a) la réaction entre un ester et une base forte.
   b) la réaction entre un alcool et un ester.
   c) la réaction entre un ester ci l'eau.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 2

Pour chaque proposition ci-dessous :

1) La saponification d'un ester est son hydrolyse en milieu alcalin.
2) L'équation bilan de saponification s'écrit : $CH_3-COO-CH_3 + OH \longrightarrow CH3-COO^- + CH_3-OH$.
3) La réaction de saponification est une réaction partielle.
4) Les savons sont des sels d'acides gras

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie ou Faux si elle est fausse

EXERCICE 3

Pour chaque proposition ci-dessous :

1) Les savons sont obtenus par saponification des triglycérides des graisses et des huiles.
2) Les triglycérides sont les triesters du glycérol.
3) Les huiles végétales sont principalement des triglycérides d'acides gras insaturés.
4) Les savons sont très efficaces en « eaux dures ».
5) Les détergents sont plus utilisés que les savons car ils restent solubles en « eaux dures ».

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie ou Faux si elle est fausse

EXERCICE 4

Pour chaque proposition ci-dessous :

1) Un savon qui ne mousse pas a de bonnes propriétés détergentes : il nettoie donc bien.
2) Les propriétés détergentes des savons sont dues aux ions sodium Na^+.
3) Les eaux qui ne permettent pas aux savons de mousser, sont appelées des eaux dures.
4) Le savon perd ses propriétés détergentes en présence d'une grande quantité d'ions calcium et magnésium.
5) Une eau « douce » ne contient pratiquement pas d'ions Ca^{2+} ou Mg^{2+}.
6) La solubilité du savon est moins importante dans l'eau salée que dans l'eau pure.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite Vrai si la proposition est vraie ou Faux si elle est fausse

EXERCICE 5

Ecris l'équation bilan de la réaction chimique entre :

1) L'éthanoate d'isopropyle et l'hydroxyde de sodium ;
2) Propanoate d'éthyle et l'hydroxyde de potassium ;
3) Propanoate de 1-méthylpropyle et la potasse ;
4) $\begin{array}{l} C_{17}H_{33}COO—CH_2 \\ \quad\quad\quad\quad\quad\quad | \\ C_{17}H_{33}COO—CH \\ \quad\quad\quad\quad\quad\quad | \\ C_{17}H_{33}COO—CH_2 \end{array}$ et la soude.

EXERCICE 6

1) Définis une réaction de saponification.
2) Donne les caractéristiques de la réaction de saponification
3) Écris l'équation-bilan de la saponification du butanoate d'éthyle par la soude et nomme les produits obtenus.
4) Écris la formule semi-développée de
   4.1) la butyrine ;
   4.2) la palmitine.
5) Préciser les propriétés d'un savon.

EXERCICE 7

Complète les phrases suivantes par les mots, groupes de mots ou expressions qui conviennent en utilisant les lettres : **propan-1,2,3-triol ; la soude ; de triesters ; triglycérides ; la liquidation ; le savon ; la potasse ; la saponification ; le relargage ; carboxylate de sodium ; Saponification ; corps gras.**

Comme tous les esters, les graisses peuvent être hydrolysées par action de l'eau, à chaud. Si cette hydrolyse se fait par action de la soude ou de la potasse, elle porte le nom de ……(1)…… Les savons sont obtenus par réaction de saponification ……(2……. appelés ou …….(3)…… L'action de l'hydroxyde de sodium sur le triester conduit à un ……(4)…….. constituant ……(5)…… et à du ……...(6)……. La synthèse industrielle d'un savon comporte 3 étapes :

- ……(7)…… du triester dans un excès de soude.
- ……(8)…… du savon formé dans une solution concentrée de chlorure de sodium permettant de le séparer du glycérol et de l'excès de soude.
- ……..(9)……., dans une solution diluée de chlorure de sodium qui élimine les impuretés du savon.

Le savon obtenu à partir de ……(10)……. est généralement plus dur que celui obtenu avec ……..(11)……..

Cependant, la dureté du savon dépend à la fois de la nature de l'acide gras et de la base utilisés.

EXERCICE 8

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur mélange 12 g d'un corps gras, avec 20 cm^3 de soude de concentration molaire C = 2,5 $mol.L^{-1}$. Il chauffe suffisamment longtemps ce mélange et obtient un composé A. Le corps gras est constitué d'un triester de formule :

$$\begin{array}{l} C_{17}H_{33}COO — CH_2 \\ \qquad\qquad\quad | \\ C_{17}H_{33}COO — CH \\ \qquad\qquad\quad | \\ C_{17}H_{33}COO — CH_2 \end{array}$$

Il vous est demandé d'exploiter les résultats de l'expérience en vue de déterminer la masse du composé A formé.

Données : (en $g.mol^{-1}$) : C : 12 ; H : 1 ; O : 16 ; Na : 23.

1) Etude de la réaction entre la soude et le corps gras.
   - 1.1) Nomme la réaction qui a lieu au cours du mélange.
   - 1.2) Ecris l'équation-bilan de cette réaction.
   - 1.3) Indique sur l'équation les noms des produits formés.
   - 1.4) Donne les caractéristiques de cette réaction.
2) Exploitation de l'équation bilan de la réaction.
   - 2.1) Recherche le réactif en excès.
   - 2.2) Détermine la masse du composé A formé.
3) Enumère les différentes opérations que tu devrais effectuer pour fabriquer le composé A , à partir d'un acide gras de formule $C_{17}H_{35}COOH$, du glycérol et de la soude.

EXERCICE 9

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton groupe mélange m=10g d'oléine, principale constituant de l'huile d'olive, et une solution contenant 10 g de soude, en vue de préparer un savon II chauffe ensuite suffisamment longtemps ce mélangé et obtient l'oléate de sodium et du glycérol. La formule de l'oléine est :

$$\begin{array}{l} C_{17}H_{33}COO — CH_2 \\ \qquad\qquad\quad | \\ C_{17}H_{33}COO — CH \\ \qquad\qquad\quad | \\ C_{17}H_{33}COO — CH_2 \end{array}$$

La réaction terminée, le groupe recueille après relargage une masse m = 9,8g de savon sec.
Données : Masses molaires atomiques en g/mol : C : 12 ; Na : 23 ; O : 16 ; H : 1
Tu es désigné pour rédiger le compte rendu.

1) Nomme l'opération effectuée.
2)
   - 2.1) Ecris l'équation bilan de la réaction.
   - 2.2) Indique sur l'équation les noms des produits formés.
3) Donne les propriétés de cette réaction.
4)
   - 4.1) Dis ce à quoi consiste le relargage.
   - 4.2) Calcule la masse de savon que l'on devrait obtenir théoriquement sachant que la soude est utilisée en excès.
   - 4.3) Calcule
     - 4.3.1) le rendement de la réaction.
     - 4.3.2) la masse de soude qui a réagi.

LES ACIDES α— AMINES

EXERCICE 1

Recopie puis complète le texte ci-dessous avec les mots ou groupes de mots suivants : **carbone α, groupement, différent, organique, carboxyle, amino, atome.**

Un acide α − aminé est un composé polyfonctionnel qui comporte un atome de carbone caractéristique.

Cet …… est l'……. de carbone du composé …… qui porte deux …….
Fonctionnels …….. : un groupement …… − COOH et un groupement …….. − NH_2.
La condensation de deux acides α − aminés permet de former la liaison peptidique.

EXERCICE 2

Complète le texte suivant par les mots, groupes de mots ou expressions suivant en utilisant les chiffres : amphotère, carboxyle, dipolaire, base, amino, libérer, solubles, Amphion, zwitterion, capter, proton, — NH_3^+, acide.

Les acides α - aminés sont des composés polyfonctionnels.
La présence des groupements …..…(1)…….. et ……(2)…… dans la molécule rend les acides α-aminés ……..(3)…… dans l'eau. Il se forme un ion ……(4)……. H_2N^+− (R)CH − COO^- appelé ……(5)…… ou ……(6)…… L'Amphion est susceptible de …….(7)…….. un ……..(8)…… de par son groupement …….(9)……. : l'Amphion est un acide. L'Amphion est également susceptible de …….(10)…….. un proton de par son groupoument $-COO^-$: c'est une …….(11)…… Un acide α-aminé est donc susceptible de réagir soit comme une base faible, soit comme un acide faible. On dit qu'il est …….(12)..... En milieu très acide l'acide a-aminé existe essentiellement sous forme de cation.

EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :
Pour préparer le dipeptide H-gly-ala-OH il faut :

1) Bloquer la fonction amine de la glycine
2) Activer la fonction acide de l'alanine
3) Bloquer la fonction acide de la glycine
4) Activer la fonction amine de la glycine
5) Bloquer la fonction acide de l'alanine
6) Activer la fonction acide de glycine

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 4

Pour chacune des propositions suivantes :

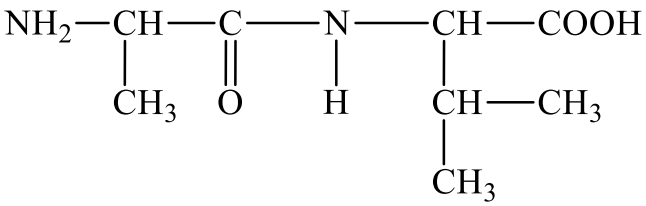
1) L'Amphion est susceptible de capter un proton par son groupe — NH_3^+ ; c'est un acide.
2) L'Amphion peut capter un proton par son groupe —COOH, c'est une base.
3) Si deux acides a-aminés réagissent entre eux par leur fonction aminée et carboxyle, ils forment une liaison peptidique.
4) Dans un milieu très basique l'acide α-aminé existe essentiellement sous forme d'anion.
5) On appelle polypeptide un composé dont la molécule est constituée d'un enchaînement d'acides α-aminés reliés par des liaisons covalentes.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 5

A/ Donne les noms, en nomenclature internationale, des acides a-aminés dont les noms courants sont : glycine, alanine, valine, leucine, isoleucine.

B/ Un dipeptide a pour formule développée :



1) Mets en évidence la liaison peptidique.
2) Identifie les acides a-aminés qui permettent de faire la synthèse de ce dipeptide.
3) Donne son nom en utilisant les abréviations autorisées.

EXERCICE 6

A- La glycine et l'alanine ont pour formules respectives
$H_2N—CH_2—COOH$ et $H_2N—CH(CH_3)—COOH$

1) Justifie le nom d'acide a-aminé donné à substances.
2) Donne leurs noms dans la nomenclature officielle

B- Écris la formule des acides a-aminés suivants :

1) acide 2-amino 3 -méthylbutanoïque ;
2) acide 2-amino 4-méthylpentanoïque;
3) acide 2- amino 3- méthylpentanoïque.
4) acide 2-amino propanoïque (l'alanine).

EXERCICE 7

Écris la formule de l'espèce chimique majoritaire de la glycine $H_2N—CH_2—COOH$ en solution aqueuse, dans les 3 cas suivants : • pH = 1,8 ; • pH = 8 ; • pH = 11.

Données : pKa_1 = 2,3 pour le couple : acide conjugué du zwitterion/ zwitterion ;

pKa_2 = 9,7 pour le couple : zwitterion/base conjuguée du zwitterion

EXERCICE 8

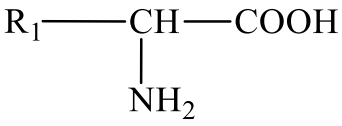
1) Définis la liaison peptidique.
2) Ecris les groupements d'atomes qui la représente.
3) Dis à quelle fonction chimique correspond ces groupements d'atomes.

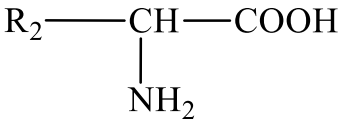
EXERCICE 9

1) Écris la formule semi-développée du dipeptide H−gly−ala−OH.
2) Dis comment tu dois procéder pour l'obtenir, à partir de la glycine et de l'alanine.
3) Donne le nom de l'autre dipeptide qui pourrait se former si tu ne prends pas de précautions

EXERCICE 10

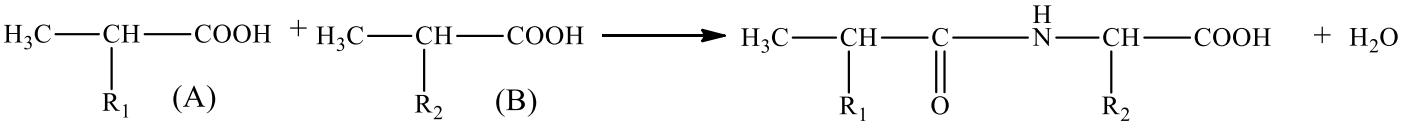
1) Définis la dénomination : acides aminés essentiels.
2) Ecris :
   2.1) La formule générale et le nom de l'ion dipolaire contenu dans les solutions aqueuses d'acide α−aminé.
   2.2) les deux couples acide/base caractérisant cet ion dipolaire et précise dans chaque cas, le rôle joué par celui-ci (acide ou base).
3) Écris les formules semi-développées des deux dipeptides que l'on peut obtenir à partir des deux acides α-aminés :





EXERCICE 11

Pour réaliser la synthèse peptidique ci-dessous :



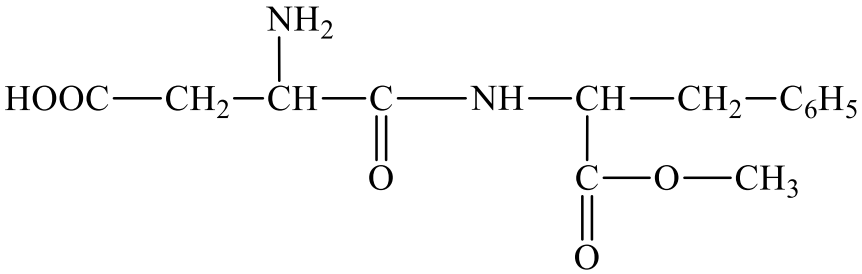
Il faut :

1) Protéger la fonction amine de A et la fonction acide carboxylique de B.
2) Protéger les deux fonctions de A.
3) Protéger la fonction amine de B et la fonction acide carboxylique de A.

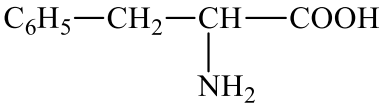
Choisis la réponse correcte.

EXERCICE 12

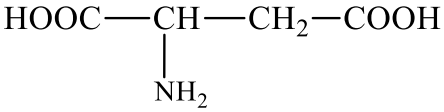
Voulant étudier l'aspartame, ton camarade apprend dans une revue scientifique que ce composé est un édulcorant (adoucissant de boisson) de formule semi-développée :



En outre dans certaines conditions, il se décompose lentement, en solution aqueuse, en trois composés A, B et C de formules semi - développées ci - dessous :

Composé A : 

Phénylalanine (Phe)

Composé B : 

Acide aspartique (Asp)

Composé C : CH_3—OH

Le corps A apparaît sous la forme d'un ion dipolaire en solution aqueuse. Par ailleurs, pour la synthèse de l'aspartame, l'on peut fait réagir le groupe amino de A sur le groupe carboxyle de B pour obtenir un composé D et de l'eau.

Associe-toi à ton camarade afin de mener à bien cette étude en exploitant les informations données ci - dessus.

1) Recopie la formule de l'aspartame, entoure puis nomme les groupes fonctionnels présents dans la molécule.
2) **Décomposition de l'aspartame**
   2.1) Indique la fonction chimique des composés A et B. Justifie ta réponse.
   2.2) Donne les noms des composés A et C dans la nomenclature officielle.
   2.3) Ecris la formule semi - développée de l'ion dipolaire que donne A en solution aqueuse.
   2.4) Donne son nom général ainsi que sa principale propriété.
3) **La synthèse de l'aspartame**
   3.1) Ecris l'équation - bilan de la réaction de condensation de A sur B qui aboutit à la formation du composé D.
   3.2) Donne le nom de D en utilisant les abréviations autorisées.
   3.3) Nomme et donne les caractéristiques de la réaction de D sur C.
   3.4) Ecris l'équation - bilan de la réaction de D sur C pour obtenir l'aspartame.

EXERCICE 13

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de physique -chimie fait réagir sur l'alanine (acide aminé contenant trois atomes de carbone), la glycine : acide α- aminé dont la molécule contient deux atomes de carbone. Il se forme un acide a-aminé, composé organique dont la molécule renferme deux groupements fonctionnels caractéristiques. Votre professeur vous demande d'exploiter ces informations en vue d'écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

1) Nomme les groupements fonctionnels caractéristiques des acides a-aminés et écris leurs formules semi-développées.
2) Ecris la formule générale d'un acide a- aminé et justifie cette appellation.
3) **Réaction entre l'alanine et la glycine**
   3.1) Ecris l'équation chimique de la réaction.
   3.2) Nomme cette réaction.
   3.3) Donne la fonction chimique du composé obtenu.
   3.4) Indique l'espèce chimique prépondérante dans la solution aqueuse de glycine et écris sa formule.

EXERCICE 14

En vue d'évaluer la maitrise des habiletés enseignées, votre professeur de physique - chimie vous propose d'étudier l'alanine dont la formule est : CH_3-$CH(NH_2)$-COOH. Les solutions aqueuses de ce composé contiennent un ion dipolaire qui lui confère des propriétés spécifiques.

1) Etude des composés de formule R-CH_2-(NH_2)-COOH.
   1.1) Nomme ces composés.
   1.2) Ecris les formules des groupes fonctionnels que possèdent ces composés et nomme ces groupes.
2) Etude de l'alanine
   2.1) Montre qu'en solution aqueuse, l'alanine peut se comporter comme un acide ou comme une base en écrivant les équations- bilan des réactions chimiques correspondantes.
   2.2) Ecris le formule de l'ion dipolaire majoritaire dans la solution aqueuse de l'alanine.

2.3) Indique fanion et le cation dont l'ion dipolaire précédent est :
   2.3.1) l'acide conjugué ;
   2.3.2) la base conjuguée.
2.4) Ecris la réaction de condensation mettant en jeu deux molécules d'alanine.
2.5) Nomme la liaison particulière qui caractérise le composé obtenu après la condensation.
2.6) Entoure cette liaison sur la molécule.

EXERCICE 15

Un groupe d'élèves de terminale scientifique se propose d'identifier un dipeptide noté D, résultant de la réaction entre deux acides aminés A et B. Des informations à sa possession il ressort que :

- le composé A contient en masse : 40,45% de carbone, 7,87% d'hydrogène et 15,72% d'azote.
- par réaction de A avec un autre acide a-aminé B de formule : $NH_2-CH(C_4H_9)-COOH$ l'on obtient aussi le dipeptide D

Données en $g.mol^{-1}$: M(C) : 12 ; M(H) :1 ; M(N) : 14 ; M(O) : 16 ; M(Na) : 23

En tant que rapporteur, propose la solution du groupe en répondant aux consignes ci-dessous.

1) Définis la liaison peptidique
2) Identification de A.
   2.1) Vérifie que sa formule brute s'écrit $C_3H_7NO_2$
   2.2) Ecris la formule semi-développée de A et donne son nom dans la nomenclature officielle.
3) Ecris la formule semi-développée de B sachant que sa molécule contient deux atomes de carbone liés chacun à quatre substituants et donne son nom dans la nomenclature officielle.
4) Ecris, à l'aide de formules développées, l'équation-bilan traduisant la synthèse du dipeptide D sachant que A est l'acide a-aminé N-terminal. Entoure la liaison peptidique

CHIMIE MINERALE

SOLUTIONS AQUEUSES – NOTION DE pH

EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Lorsqu' on dilue une solution la quantité de matière du soluté varie.
2) Le pH d'un mélange de deux solutions est égal à la moitié de la somme des pH des deux solutions.
3) Une solution est dite neutre à une température quelconque si le nombre d'ions hydronium H_3O^+ est égal au nombre d'ions hydroxyde OH^- contenus dans la solution.
4) Le pH d'une solution neutre diminue lorsque la température de la solution s'élève.
5) La température a une influence sur le produit ionique de l'eau.
6) Le pH d'une solution neutre peut-être inférieure à 7.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si la proposition en vrai ou de la lettre F si la proposition est fausse.

EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Le pH d'une solution aqueuse est donné par la relation $pH = -\log\left[H_3O^+\right]$,
2) Toute solution aqueuse contient des ions hydroniums et des ions hydroxydes.
3) Une solution de pH égal 5,0 est plus acide qu'une solution dont la concentration en ion hydronium est $\left[H_3O^+\right] = 4.10^{-5} mol.L^{-1}$
4) Une solution de pH égal 11,0 est plus basique qu'une solution dont la concentration en ion hydroxyde est $\left[OH^-\right] = 10^{-4} mol.L^{-1}$
5) L'équation-bilan de l'autoprotolyse de l'eau s'écrit : $H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 3

Complète les phrases ci-dessous avec les groupes de mots qui convient en utilisant les chiffres.

1) Les deux grandes étapes de la dissolution d'un réseau cristallin dans l'eau sont : ……(1)…….. et ……..(2)……
2) La dissolution d'un réseau cristallin s'accompagne d'effets thermiques : ……..(3)…….. est endothermique et …….(4)……... est exothermique
3) Une solution est dite saturée lorsque …....(5)…....
4) Le pH d'une solution neutre …....(6)…... lorsque la température de la solution s'élève.

EXERCICE 4

A- Complète les phrases suivantes en utilisant les chiffres :

1) L'opposé du logarithme décimal de la concentration en ions hydronium exprimée en mole par litre est appelé. ….(1)... ou encore ...(2)...
2) Le pH d'une solution aqueuse telle que $\left[H_3O^+\right] = 1,26.10^{-2} mol.L^{-1}$ vaut …..(3).....
3) La concentration en ion calcium d'une solution aqueuse de chlorure de calcium $CaCl_2$ telle $\left[Cl^-\right] = 10^{-2} mol.L^{-1}$ vaut …..(4)….. $mol.L^{-1}$

B- Tu obtiens un mélange homogène après avoir introduit des cristaux d'hydroxyde de potassium KOH dans un bêcher contenant de l'eau distillée.

Pour chacune des propositions suivantes :

1) L'opération effectuée est : a) une hydratation ; b) une dissolution ; c) une dilution.
2) Le mélange obtenu est : a) basique ; b) acide ; c) neutre
3) L'eau représente : a) le soluté ; b) le solvant ; c) la solution.
4) Le mélange obtenu est électriquement : a) positif ; b) négatif ; c) neutre

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

C- Le pH d'une solution S_1 de coca - cola est 2,6 à 25° C. Le produit ionique de l'eau à cette température est Ke = 10^{-14}.

Pour chacune de propositions suivantes en rapport avec la solution

1) La concentration molaire en ion H_3O^+ est : a) $4,51.10^{-2} mol.L^{-1}$; b) $2,51.10^{-3} mol.L^{-1}$; c) $1,3.10^{-3} mol.L^{-1}$
2) La solution est : a) acide ; b) basique ; c) neutre.
3) La concentration molaire en ion OH^- est : a) $3,98.10^{-12} mol.L^{-1}$; b) $2,51.10^{-9} mol.L^{-1}$; c) $3.10^{-12} mol.L^{-1}$
4) La solution S_1 est électriquement : a) neutre ; b) positif ; c) négatif

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 5

20g de chlorure de calcium sont dissous dans 100mL d'eau. On donne en g/mol : M(Cl) = 35,5 ; M(Ca) = 40
Pour chacune des propositions suivantes

1) La concentration massique du chlorure de calcium est : a. 20 g/L ; b. 0,2 g/L ; c. 200 g/L
2) La concentration molaire volumique de la solution est : a.1,8mol/L ; b.3,6 mol/L ; c.0,2 mol/L
3) La concentration molaire en ions calcium est : a. 3,6 mol/L ; b.1,8 mol/L ; c. 0,2 mol/L
4) La concentration molaire en ion chlorure est : a.1,8 mol/L ; b.0,2 mol/L ; c.3,6 mol/L
5) La nature de la solution obtenue est : a. neutre ; b. basique ; c. acide

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse

EXERCICE 6

Une solution S_1 de chlorure de calcium ($CaCl_2$) de volume V_1 = 20 mL, de concentration molaire C_1 = 0,2 mol/L est mélangée à une solution S_2 d'hydroxyde de sodium (NaOH) de volume V_2 = 30 mL, de concentration molaire C_2 = 0,1 mol/L à 25°C ou Ke = 10^{-14}.

Pour chacune des propositions suivantes ;

1) La concentration molaire en ion Ca^{2+} est : a. 0,16 mol/L ; b. 0,08 mol/L ; c. 0,06 mol/L.
2) La concentration molaire en ions Cl^- est : a. 0,16 mol/L ; b. 0,08 mol/L ; c. 0,06 mol/L
3) La concentration molaire en ions sodium (Na^+) est : a. $1.66.10^{-13}$ mol/L ; b. 0,16 mol/L ; c. 0,06 mol/L
4) La concentration molaire en ions hydroxydes (OH^-) est : a. $1,66.10^{-2}$ mol/L ; b.0,06 mol/L ; c.0,16 mol/L
5) Le pH du mélange est égal à : a 12,8 ; b. 11 ; c. 6

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne

EXERCICE 7

Complète les phrases ci-dessous avec les groupes de mots qui conviennent en utilisant les chiffres.
1) L'eau dissout un grand nombre de substances solide, liquide ou gazeuse. C'est un bon ……..(1)…….
2) L'ensemble soluté-solvant constitue …….(2)…….

3) La concentration molaire volumique d'une substance dissoute A, notée C_A ou [A] et mesurée en ……(3)……. est : $[A]=\frac{n_A}{V}$ où n_A est mesurée en …...(4)…..., V en …….(5)……..

4) Le produit des concentrations $Ke=[H_3O^+]\times[OH^-]$, appelé ……(6)…… est ...(7)...à une température donnée.

5) Toute solution aqueuse, à 25 °C, est ……..(8)……. Si $[H_3O^+]\succ[OH^-]$, ……(9)……..
si $[H_3O^+]\prec[OH^-]$ et …….(10)…… si $[H_3O^+]=[OH^-]$.

EXERCICE 8

Complète le texte ci-dessous avec les groupes de mots suivants : **diminuer ; papier pH ; augmenter ; 0 ; pH- mètre ; acide ; 14.**
Toutes les solutions aqueuses sont électriquement neutres.
Leurs pH varient entre ……..….. et …….. Au-dessous de 7 la solution est …… et au-dessus de 7 la solution est …… On sait que c'est la proportion d'ion H_3O^+ par rapport aux ions OH^- qui caractérise le pH de la solution. S'il y a autant d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- alors la solution est dite …… S'il y a plus d'ions H_3O^+ que d'ions OH^- alors la solution est …… S'il y a plus d'ions OH^- que d'ions H_3O^+ alors la solution est ……. Lors d'une dilution le pH de la solution se rapproche de 7 donc :

- le pH d'une solution acide va …… lors d'une dilution.
- Le pH d'une solution basique va …….. lors d'une dilution.

On peut mesurer le pH avec …….. ou ……..

Les indicateurs colorés sont des composés chimiques qui nous permettent de connaitre la nature acido-basique d'une solution.

EXERCICE 9

Tu dissous 0,1 mol de chlorure de baryum ($BaCl_2$) dans 500 mL d'eau pure.
M(Cl) = 35,5 $g.mol^{-1}$ et M(Ba) =137,33 $g.mol^{-1}$,
Pour chacune des propositions suivantes :

1) Les ions présents dans la solution sont :
   a) Ba^{2+}, et Cl^- ;
   b) Ba^{2-} et Cl^+ ;
   c) Ba^{2-} et Cl^{2+}
2) La concentration molaire volumique C de la solution est :
   a) C = 0,02 $mol.L^{-1}$;
   b) C = 0,2 $mol.L^{-1}$;
   c) C = 0,002 $mol.L^{-1}$
3) La concentration massique volumique de la solution est :
   a) C = 41,46 $g.L^{-1}$;
   b) C = 0,4146 $g.L^{-1}$:
   c) C = 4,146 $g.L^{-1}$

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 10

Le produit ionique de l'eau pur à 60°c est $9,6.10^{-1}$
Détermine les concentrations molaires en ion H_3O^+ et OH^-

EXERCICE 11

A 25°C, une solution S est telle que : $\frac{\left[H_3O^+\right]}{\left[OH^-\right]} = 5.10^{-3} mol.L^{-1}$. Le produit ionique de l'eau à cette température est Ke = 10^{-14}.

1) Calcule les concentrations molaires volumiques des ions H_3O^+ et OH^- dans la solution.
2) Déduis-en le pH de la solution.

EXERCICE 12

A 25°C, la concentration molaire en ion OH^- d'une solution aqueuse est $\left[OH^-\right] = 10^{-4} mol.L^{-1}$.

Détermine la concentration molaire en ion H_3O^+ présente dans la solution. Donnée : Ke = 10^{-14}

EXERCICE 13

1) Une solution S_1 contient des ions H_3O^+ dont la concentration est : $\left[H_3O^+\right] = 5,0.10^{-3} mol.L^{-1}$.
   Détermine son pH
2) Tu mesures le pH d'une solution S1 et tu trouves pH = 10,8. Détermine la concentration en ions H_3O^+ de S_2.

EXERCICE 14

Tu prépares avec tes amis une solution aqueuse en dissolvant du chlorure de sodium NaCl et du chlorure de calcium $CaCl_2$ dans l'eau.

1) Fais l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes en solution.
2) Ecris l'équation traduisant l'électroneutralité de la solution.

EXERCICE 15

1) Ecris l'équation de la réaction de l'autoprotolyse de l'eau
2) Explique la présence d'ions dans l'eau pure

EXERCICE 16

1) Ecris l'expression traduisant le produit ionique de l'eau à 25°C.
2) Indique le facteur qui influence le produit ionique de l'eau.

EXERCICE 17

1) Ecris les relations donnant le pH d'une solution en fonction de sa concentration en ions hydronium et inversement.
2) Indique la limite de validité de la relation entre le pH et la concentration en ion hydronium.
3) Cite quelques instruments de mesure du pH.

EXERCICE 18

Complète le tableau suivant, les mesures étant faites à 25°C

Solution	$\left[H_3O^+\right]$ en mol.L^{-1}	$\left[OH^-\right]$ en mol.L^{-1}	pH	Nature de la solution
S_1		$4.\ 10^{-12}$		
S_2			5,7	
S_3	$1{,}25.\ 10^{-10}$			

EXERCICE 19

Une solution S_1 a une concentration C_1 = 0,10 mol.L^{-1}. Tu prélèves 50 mL de S_1 auxquels tu ajoutes 450 mL d'eau distillée. Tu obtiens une solution S_2 de concentration C_2. Tu dilues 25 fois la solution S_2. Tu obtiens une solution S_3 de concentration C_3.

Calcule les concentrations C_2 et C_3 des solutions diluées.

EXERCICE 20

A 25° C, une solution S est telle que Calcule :

1) les concentrations molaires des ions hydronium H_3O^+ et hydroxyde OH^-.
2) le pH de la solution S.

EXERCICE 21

Tu dissous une masse m = 1 g d'un mélange de chlorure de sodium et d'hydroxyde de sodium dans de l'eau distillée de manière à obtenir une solution A de volume V =1 L. Le pH de cette solution est 12.

1. Ecris les équations de dissolution dans l'eau du chlorure de sodium et de l'hydroxyde de sodium.
2. Fais l'inventaire de toutes les espèces ioniques en solution.
3. Calcule les concentrations de ces espèces.

Données : NaOH : 40 g.mol^{-1} ; NaCl : 58,5 g.mol^{-1}

EXERCICE 22

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton groupe prépare 10^3 mL de solution S_0 en mélangeant à 25°C :

- V_1 =125mL d'une solution de $Ca(NO_3)_2$ de concentration C_1 = 0,8 mol. L^{-1}
- V_2 = 10OmL de solution de KNO_3 de concentration $\mathcal{C}_m$ = 50,5g.L^{-1}.
- $n_3 = 10^{-1}$ mol de chlorure de magnésium cristallisé de formule : $MgCl_2,6H_2O$.
- m_4 = 14,9 g de KCl solide

Puis en complétant avec de l'eau distillée.
Le professeur vous demande de vérifier la neutralité électrique de la solution.
Données : Ca : 40 ; Mg : 24,5 ; K : 39 ; O : 16 ; H :1 (en g.mol^{-1})
Tu es le rapporteur du groupe

Tu négligeras les ions provenant de l'autoprotolyse de l'eau.

1) Calcule la masse de chlorure de magnésium cristallisé à dissoudre pour préparer S_0.
2) Ecris les équations de dissociation de tous les solutés introduits.
3) Calcule les concentrations des ions contenus dans S_0.
4) Vérifie que la solution S_0 est électriquement neutre.

EXERCICE 23

Au cours d'une séance de travaux pratiques le professeur de physique-chimie mets à la disposition de ton groupe une solution commerciale S_0 d'ammoniac dont les caractéristiques sont les suivantes :

Masse molaire : 17 g/mol ; Masse volumique : 450 kg/m^3 ; Pourcentage massique : 33%
Le professeur demande de préparer V = 500 mL d'une solution S d'ammoniac de concentration C = 0,1 mol. L^{-1} à partir de S_0.
Le groupe dispose de toute la verrerie nécessaire.
Tu es désigné pour rédiger le compte rendu.

1) Définis la dilution.
2) Calcule la concentration de la solution commerciale So d'ammoniac.
3) Détermine le volume V0 de So a prélever pour préparer V = 500 ml, d'une solution S de concentration C = 0,10 mol/L.
4) Décris le mode opératoire pour préparer S.

EXERCICE 24

Ton voisin de classe qui a raté le cours sur les solutions aqueuses, découvre dans un document de chimie quatre solutions aqueuses Si, S2, S3, S4 telles que :

- S_1 : $\left[H_3O^+\right] = 2,5.10^{-3} mol.L^{-1}$;
- S_2 : $\left[OH^-\right] = 10^{-8} mol.L^{-1}$
- S_3 : pH = 4, 5 ;
- S_4 : 50 mL de cette solution contiennent 3.10^{-5} mol d'ions H_3O^+ ;

Les mesures étant effectuées à 25°C.

Il entreprend de classer ces solutions aqueuses par ordre croissant d'acidité. Eprouvant des difficultés, celui-ci demande ton aide.

1) Ecris la relation donnant le pH d'une solution :
   1.1) en fonction de sa concentration $\left[H_3O^+\right]$;
   1.2) en fonction de sa concentration $\left[OH^-\right]$
2) Calcule le pH des solutions S_1, S_2 et S_4 et indique à chaque fois la nature de la solution.
3) Classe S_1, S_2, S_3, S_4 par ordre croissant d'acidité.
4) Indique la teinte prise par chacune de ces solutions lorsqu'on y ajoute deux gouttes d'hélianthine de bleu de bromothymol ou de phénolphtaléine.

EXERCICE 25

Lors d'une séance de travaux pratiques, ton groupe est choisi pour préparer deux solutions :

• Une solution S_1 d'acide chlorhydrique de volume V_1 = 1 L et de concentration C_1 = 0,945 mol. L^{-1}. Il dispose à cet effet d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique dont la bouteille porte l'indication :

- Densité par rapport à l'eau : d = 1,15.
- Pourcentage en masse d'acide pur : % = 30%.
- Masse molaire moléculaire du chlorure d'hydrogène : M (HCl) = 36,5 g. mol^{-1}.

• Une solution S de volume V_s = 1 L, contenant des ions Mg^{2+}.Ca^{2+}, K^+, NO_3^- et Cl^- tels que

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

Le groupe dispose à cet effet des solutions suivantes :

- Solution S_1 de nitrate de potassium KNO_3 de concentration C_1 = 0,5 mol.L^{-1}
- Solution S_2 de nitrate de calcium $Ca(NO_3)_2$ de concentration C_2 = 0,8 mol. L^{-1}
- Solution S_3 de chlorure de potassium KCl de concentration C_3 = 0,5 mol. L^{-1}

- et du chlorure de magnésium cristallisé de formule $MgCl_2,6H_2O$.

Le professeur met à votre disposition de matériel ci- dessous :

Matériel disponible	
Agitateur magnétique	Eprouvettes graduées
Bêcher : 100 mL ; 200 mL	Pipettes : 10 mL ; 30 mL. ; 50 mL
Verre à pied	Pissette + eau distillée
Fioles jaugées : 1 L ; 250 mL ; 500 mL	

Données :

- Toutes les expériences sont réalisées à 25°C et Ke = 10^{-14}.

Masse molaire en g/mol : K : 39 ; O : 16 ; H : 1 ; Cl : 35,5

Tu es le rapporteur du groupe.

1) Préparation de la solution d'acide chlorhydrique S_1
   1.1) Montre que la concentration de la solution commerciale est C_0 = 9,45 mol. L^{-1}
   1.2) Détermine le volume V_0 de la solution commerciale que à utiliser à pour préparer la solution S_1.
   1.3) Propose un mode opératoire pour préparer la solution S_1.
2) Préparation de la solution S.
   2.1) Ecrire les équations bilan de dissolutions de tous les solutés dans la solution S
   2.2) Déterminer les volumes V_1, V_2, V_3 des solutions et la masse m de solide, à mélanger puis à compléter à 1 L pour préparer la solution S.

EXERCICE 26

Au cours d'une activité expérimentale un groupe d'élève mélange dans une fiole jaugée de 250mL à 25°C :

- 25 mL d'une solution de NaCl à 0,8 mol.L^{-1}
- 50 mL de solution de $CaBr_2$ à 0,5 mol.L^{-1}
- 3.10^{-2} mol de $CaCl_2$ solide
- 10,3 g de NaBr solide

Il complète ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et obtient, une solution S_0.
Il est demande au groupe de vérifier la neutralité électrique de S_0.
Tu es appelé à assister ce groupe afin de conduire cette séance
Données : Masse molaire en g. mol^{-1} : Ca : 40 ; Na : 23 ; Cl : 35,5 ; Br : 80

1) Définis :
   1.1) la concentration molaire volumique d'une espèce chimique A ;
   1.2) le pH d'une solution aqueuse.
2) Déterminer la masse de $CaCl_2$ utilisée pour préparer S_0.
3) Calcule les concentrations espèces chimiques contenues dans S_0.
4) Vérifie que la solution S_0 est électriquement neutre.

EXERCICE 27

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de Physique-Chimie réalise en votre présence plusieurs expériences, à partir d'une solution S_0 de chlorure de calcium ($CaCl_2$) de concentration $C_0 = 1$ mol. L^{-1} et de volume $V_0 = 1$ L, prise au laboratoire.

Les expériences réalisées à 25°C sont les suivantes :

- Expérience 1 : il prépare à partir de S_0, une solution S_1, décimolaire ($C_1 = 0{,}1$ mol. L^{-1}) de volume $V_1 = 100$ cm^3.
- Expérience 2 : Il prélève $V'_1 = 50$ mL de S_1 qu'il mélange à une solution S_2 de chlorure de sodium, de volume $V_2 = 30$ mL et de concentration $C_2 = 0{,}3$ mol. L^{-1}. Il obtient une solution S_3.
- Expérience 3 : Il ajoute à S_3 une solution S_4 de nitrate d'argent ($AgNO_3$) de concentration $C_A = 10^{-2}$ mol. L 1 et de volume V_A =10 mL. Il se forme un précipité blanc qui noircit à la lumière.

A la fin des expériences, il vous demande d'exploiter les résultats afin de donner le mode opératoire de préparation de la solution S_1, de calculer les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution S_3 et de déterminer la masse du précipité formé.

Données en g.mol^{-1} : N : 14 ; O : 16 ; Na : 23 ; Cl : 35,5 ; Ca : 40 ; Ag : 108 ; C : 12 ; H : 1 ; Cu : 53,5 ; K : 39 ; S ; 32.

1) Etude de la solution S_0.
   - 2.1) Détermine la masse mode A utilisée pour préparer S_1.
   - 2.2) Ecris l'équation de dissolution de A dans l'eau
2) Etude de la solution S_1.
   - 2.1) Détermine le volume de So à prélever Vp pour préparer S_1.
   - 2.2) Indique le mode opératoire pour préparer S_1.
   - 2.3) Calcule le facteur de dilution k.
   - 2.4) Déduis - en le volume Ve d'eau distillée utilisé pour préparer S_1.
3) Etude de la solution S_3.
   - 3.1) Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans S_3.
   - 3.2) Calcule la concentration molaire de ces espèces.
   - 3.3) Ecris la relation d'électroneutralité de S_3.
   - 3.4) Montre que S_3 est une solution neutre.
   - 3.5) Déduis - en le pH de S_3.
4) Etude du précipité formé.
   - 4.1) Indique la nature de ce précipité.
   - 4.2) Ecris l'équation bilan de la réaction de précipitation.
   - 4.3) Détermine la masse du précipité.

ACIDE FORT – BASE FORTE

EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Dans une solution de NaOH, l'espèce NaOH existe
2) Le pH d'un mélange de deux bases fortes B et B' est donné par la relation : $pH = \frac{pH_B + pH_{B'}}{2}$
3) Les bases fortes se dissocient totalement en solution aqueuse.
4) Le pH d'une base forte de concentration
5) $C_B < 10^{-6}$ mol.L^{-1} est donné par la relation $pH = 14 + \log C_B$.
6) Un acide fort est un acide qui contient plus d'ion H_3O^+ que d'ion OH^-.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en juste ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La formule $C_B = 10^{pH-14}$ s'applique aux solutions d'hydroxyde de calcium telles que 10^{-6} mol.L^{-1} < C_B < 10^{-1} mol.L^{-1}.
2) L'équation de dissolution de l'acide perchlorique dans l'eau s'écrit :
3) Un acide fort peu exister sous forme moléculaire en solution aqueuse.
4) La formule pH = $-\log C_A$ s'applique à la solution d'acide sulfurique si celle - ci est diluée.
5) L'acide perchlorique est un acide fort.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en juste ou faux si la proposition est fausse

EXERCICE 3

Recopie et complète les phrases ci-dessous avec les groupes de mots qui conviennent en utilisant les chiffres.

1) La concentration C_B d'une solution de base forte, dont le pH est connu, est donnée par la relation ……..
2) Un acide fort n'existe jamais sous forme ……. en solution aqueuse.
3) Soit C_A, la concentration d'une solution d'acide chlorhydrique : si ……< C_B <……. alors pH = $-\log C_A$

EXERCICE 4

Une solution S_1 d'acide chlorhydrique de volume V_1 = 200 mL, de concentration molaire C_1 = 0,03 mol/L est mélangé à une solution acide S_2 d'acide nitrique de volume V_2 = 300 mL de concentration molaire C_2 = 0,01 mol/L à 25 °C.

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La concentration molaire en ions chlorure est : a. 0,006 mol/L ; b.0,012 mol/L ; c.0,018 mol/L
2) La concentration molaire en nitrique (NO_3^-) est : a.0,006 mol/L ; b.0,012 mol/L ; c.0.018 mol/L
3) La concentration molaire en ions hydronium est : a.0,006 mol/L ; b.0,012 mol/L ; c.0,018 mol/L
4) Le pH de la solution de l'acide nitrique (HNO_3) avant le mélange est : a. 2; b. 1.5 ; c. 3
5) Le pH du mélange est : a. 2 ; b. 1.7 ; c. 3,5

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 5

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

A 25°C, tu dissous V = 98 ml. de chlorure d'hydrogène dans 200 mL d'eau. Le volume molaire est V_m = 24 L. mol^{-1}.

Le pH de la solution obtenue est : a) pH = 1,87 ; b) pH = 2,40 ; c) pH = 2,10 ; d) pH = 1,69

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 6

A une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de volume V_1 = 600 mL de concentration molaire C_1 = 0.5 mol/L à une solution S_2 de volume V_2 = 400 mL, de concentration molaire C_2 = 0,2 mol/L.
Pour chacune des propositions suivantes :

1) La concentration molaire en ions sodium est : a.0,5 mol/L ; b.0,2 mol/L ; c.0,3 mol/L
2) La concentration molaire en ions potassium est : a.0,06 mol/L ; b.0,08 mol/L ; c.0,5 mol/L
3) La concentration molaire en ions hydroxydes (OH^-) est : a.0,38 mol/L ; b.0,2 mol/L ; c.0,038 mol/L.
4) Le pH du mélange est égal à : a.12,5 ; b.11,8 ; c.13,6

Recopie le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 7

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Le pH d'une solution d'acide fort de concentration molaire C_A telle que 10^{-6} mol.L^{-1} < C_A < 10^{-1} mol.L^{-1} est donné par la relation :

   a) $pH = \log C_A$; b) $pH = -\log C_A$; c) $pH = -\log \frac{1}{C_A}$

2) Le pH d'une solution de base forte de concentration molaire C telle que 10^{-6} mol.L^{-1} < C < 10^{-1} mol.L^{-1} est donné par la relation :

   a) $pH = 14 - \log C_B$; b) pH = $pH = -(14 + \log C_B)$; c) $pH = 14 + \log C_B$

3) Un acide fort dans l'eau est un acide :

   a) très concentré ; b) contenant plusieurs ions H_3O^+ ; c) totalement dissocié.

4) La concentration molaire C d'une solution d'acide fort dont le pH = 2, vaut :

   a) C = 2.10^{-1} mol.L^{-1} ; b) C = 10^{-2} mol.L^{-1} ; c) C = 2.10^{-2} mol.L^{-1} .

5) La concentration C d'une solution de base forte de pH = 11, vaut :

   a) C = 2.10^{-2} mol.L^{-1} ; b) C = 10^{-11} mol.L^{-1} ; c) C = 10^{-3} mol.L^{-1}

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 8

1) À 25 °C, tu mesures le pH d'une solution de soude de concentration C. Tu obtiens pH = 12,5. La concentration C a pour valeur :

a) C = 1,25 mol.L^{-1} ; b) C = 3.16.10^{-13} mol.L^{-1} ; c) C = 0,125 mol.L^{-1} ; d) C = 3,16.10^{-2} mol.L^{-1}

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse

2) On dilue 20 mL d'une solution de soude de pH = 10,5. La solution diluée a un pH = 9,3. Le volume d'eau ajouté à la soude initiale est :

a) V = 297 mL ; b) V = 24 mL; c) V = 60 mL ; d) V=240 mL

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse

3) Tu dissous 0,8 g d'hydroxyde de sodium dans 0,5 L d'eau. Le pH de la solution obtenue est :

a) pH = 10,2 ; b) pH = 12,6 ; c) pH = 13,2 ; d) pH = 9,7

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 9

1) Définis :
   1.1) un acide fort.
   1.2) une base forte.
2) Ecris :
   2.1) la relation qui lie le pH à la concentration C_A d'une solution d'acide fort ;
   2.2) la relation qui lie le pH à la concentration C_B d'une solution de base forte
   2.3) Indique pour les questions 2.1 et 2.2 les limite de validité de la relation.

EXERCICE 10

Parmi les composés suivants :

Acide nitrique (HNO_3), hydroxyde de potassium (KOH), acide méthanoïque (HCOOH), hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$),acide sulfurique(H_2SO_4), acide iodhydrique(HI), ion éthanolate($CH_3CH_2O^-$), chlorure de sodium (NaCl), acide bromhydrique(HBr), hydroxyde de sodium(NaOH), chlorure de sodium (NaCl) ; ion carbonate(CO_2^-), acide fluorhydrique (HF) ;

1) Indique ceux qui sont des acides forts et ceux qui sont des bases fortes.
2) Ecris leurs équations de dissociation

EXERCICE 11

Une solution d'hydroxyde de potassium de concentration C = 10^{-4} mol.L^{-1} a un pH égal à 10. Montre que cette base est une base forte.

EXERCICE 12

1) L'acide nitrique HNO_3 est un acide fort. Ecris l'équation de sa réaction avec l'eau.
2) Une solution contenant 3,15 g/L d'acide nitrique a un pH un égal à l,3. Utilise ces données pour vérifier qu'il s'agit d'un acide fort.

Données : masses molaires (en g /mol) : O : 16 ; N : 14 ; H : 1

EXERCICE 13

Tu dissous 0,8 g d'hydroxyde de sodium dans 0,5 L d'eau. Calcule le pH de cette solution de base forte.
Données : masses molaires (en g /mol) :0 : 16 ; Na :23 ; H : 1.

EXERCICE 14

Calcule le volume d'eau distillée qu'il faut ajouter à 40 cm^3 d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration 2.10^{-2} mol/L pour obtenir une solution de pH = 2,4.

EXERCICE 15

Ton ami mélange V_1 = 20 cm^3 d'une solution chlorhydrique de pH_1 = 3,1 avec V_2 = 10 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,3. Calcule le pH du mélange obtenu

EXERCICE 16

Une solution contenant 3,15 $g.L^{-1}$ d'acide nitrique a un pH = 1,3.

1) Calcule la concentration molaire de cette solution.
2) Écris l'équation de la réaction de l'acide nitrique avec l'eau.
3) Calcule les concentrations des espèces chimiques en solution.
4) Montre que l'acide nitrique est un acide fort.

Données : M(O) = 16 $g.mol^{-1}$; M(N) = 14 $g.mol^{-1}$; M(H) = 1 $g.mol^{-1}$

EXERCICE 17

Tu disposes d'une solution aqueuse d'acide nitrique ($H_3O^+ + NO_3^-$) de volume V_A = 50 mL et de concentration $C_A = 6.3.10^{-4}$ $mol.L^{-1}$. Le pH de cette solution est 3,2.

1) Montre que l'acide nitrique est un acide fort.
2) Ecris l'équation de la réaction de dissolution.

EXERCICE 18

Tu disposes d'une solution aqueuse d'acide nitrique ($H_3O^+ + NO_3^-$) de volume V_A = 50 mL et de concentration $C_A = 6.3.10^{-4}$ $mol.L^{-1}$. Le pH de cette solution est 3,2. Il prélève V_1 = 20 mL de cette solution et tu complètes avec de l'eau pure afin d'obtenir un volume final V = 100 mL. Calcule le pH de la solution finale.

EXERCICE 19

Tu ajoutes V_1 = 100 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,7 à V_2 = 300 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 4. Calcule le pH de la solution finale.

EXERCICE 20

Tu mélanges un volume V_3 = 50 mL d'une solution d'acide d'iodhydrique HI (acide fort) de pH inconnu et un volume V_4 = 150 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 4,5. Le pH de la solution ainsi obtenue est 3,2. Calcule le pH inconnu.

EXERCICE 21

Tu disposes d'une solution d'éthanolate de sodium de volume 25 mL et de concentration $C = 6,3.10^{-3}$ $mol.L^{-1}$. Le pH mesuré est 11 ,8.

1) Vérifie si l'ion éthanolate est une base forte puis écris au cas échéant l'équation de sa réaction avec l'eau pure.
2) Tu prélèves 10 mL de la solution que tu complètes avec 90 mL d'eau pure, calcule le pH de la solution finale.

EXERCICE 22

Au cours d'une séance de travaux pratiques le professeur à votre disposition, deux solutions A et B de HCl puis deux solutions C et D de NaOH. Il vous informe que :

- A est telle que $\left[H_3O^+\right]$ et $\left[OH^-\right]$ vérifie la relation : $\left[H_3O^+\right] = 8.10^6\left[OH^-\right]$
- B résulte de l'addition de V_e = 250mL d'eau à V = 100 mL d'une solution de HCl de pH = 1,5 ;
- C a été préparé en ajoutant Ve = 950 mL d'eau à V = 50mL de NaOH de pH = 12 ;
- D a été obtenue par dissolution de m = 4.10^{-4} kg de NaOH dans V_e = 1000mL d'eau.

Il vous est demandé de calculer le pH des solutions A, B, C et D puis de les classer par acidité décroissante.

1) Donne les caractéristiques de la dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
2) Indique l'utilité domestique des acides fort et des bases fortes.
3) Calcule le pH des solutions A, B, C et D.
4) Classe les solutions A, B, C et D par acidité décroissante.

EXERCICE 23

Au cours d'une séance expérimentale, les élèves d'une classe de Tle D désirent étudier l'effet de mélange d'une solution d'acide fort à une solution de base forte à 25 °C.
Les élèves préparent une solution S_1 en dissolvant un volume Vg = 224 cm^3 de chlorure d'hydrogène gazeux dans un volume V = 1 L d'eau.
Le pH de la solution S_1 est égal à 2.
Ils prélèvent ensuite un volume V_1 = 20 mL de la solution S_1 auquel ils ajoutent une solution S_2 d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_2 = 10^{-2}$ mol/L, de volume V_2 = 30 mL et de pH = 12.

On donne : volume molaire V_m = 22,4 L/mol ; Ke = 10^{-14}

Tu fais partie des élèves de cette classe.

1) Calcule la concentration molaire C_1 de la solution S_1.
2) Montre que :
   - 2.1) La dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau est totale.
   - 2.2) La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium est une base forte.
3) Ecris :
   - 3.1) L'équation-bilan de la réaction chimique entre le chlorure d'hydrogène et l'eau.
   - 3.2) L'équation d'ionisation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.
4) Détermine :
   - 4.1) La nature du mélange.
   - 4.2) Le pH du mélange.
   - 4.3) La concentration molaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.

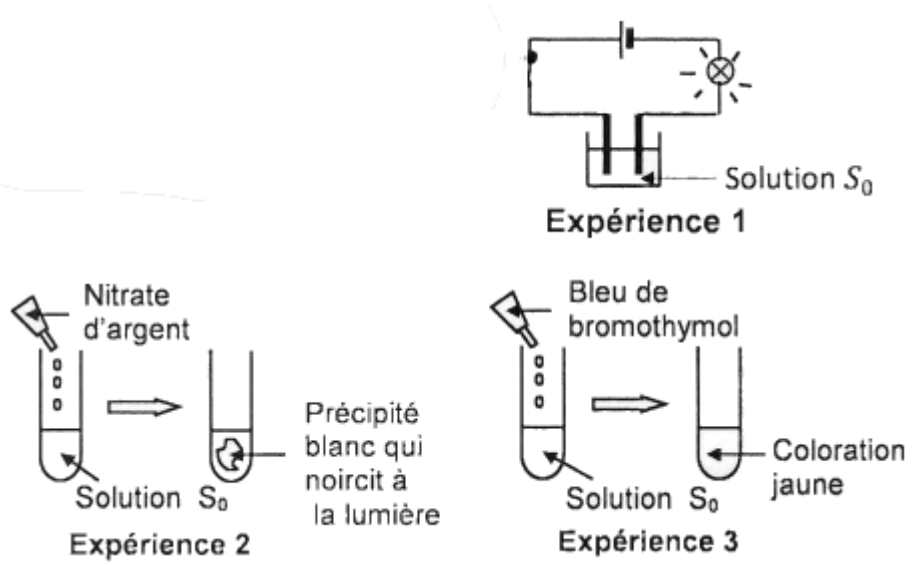
EXERCICE 24

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton professeur dissous un volume V d'un gaz A dans 250 mL d'eau distillé contenu dans une fiole jaugée. Il obtient une solution Sodé concentration $C_0 = 2,5.10^{-2}$ mol.L^{-1} et de pH =1,6.

Il met à la disposition de ton groupe la solution S_0 et le matériel ci-dessous :

- Bêcher ;
- Pipettes : 1mL, 5mL, 10mL ;
- Fioles jaugées : 30 mL, 50 mL, 100mL ;
- Pissette contenant de l'eau distillée ;
- Eprouvette graduée de 5mL.

En suivant les consignes vous réalisez les expériences schématisées ci- après



Vous achevez les expérience en préparant deux autres solutions :

- Vous diluez avec de l'eau distillée à la solution S_0 et obtenez une solution S_1 de volume V_1 = 500 mL et pH de pH= 3.6.
- Vous mélangez 20 mL de la solution S_0 et 30 mL d'une solution S_2 de chlorure de sodium (NaCl) de concentration $C_2 = 2.10^{-3}$ mol.L^{-1}. Vous obtenez une solution S_3.

Il vous est demandé d'identifier le gaz A, d'indiquer le mode opératoire de la préparation de S_1 et enfin de déterminer le pH de la solution S_3. Tu es le rapporteur du groupe.

Donnée : le volume molaire Vm = 24 L/mol.

1) Exploitation des expériences
   - 1.1) Interprète chacune des expériences 1, 2 et 3 de façon à en tirer une conclusion.
   - 1.2) Déduis - en le nom et la formule du gaz A utilisée par le professeur.
   - 1.3) Donne le nom du solide blanc obtenu dans l'expérience 2 et écris l'équation bilan de la formation de ce solide.
   - 1.4) Calcule le volume V du gaz A dissout par le professeur.
2) Montre de manière simple que le gaz A dissout est un acide fort.
3) Préparation de la solution S_1
   - 3.1) Calcule la concentration C de la solution S_1.
   - 3.2) Calcule le volume V_0' de S_0 qu'il faut prélever pour préparer la solution S_1.
   - 3.3) Décris le mode opératoire en précisant parmi le matériel disponible, le matériel utilisé.
   - 3.4) Calcule le facteur de dilution k.
4) Etude de la solution S_3.
   - 4.1) Fais l'inventaire des espèces chimique contenues dans S_3 et calcule leurs concentrations molaires volumiques.
   - 4.2) Calcule le pH de la solution S_3.

<u>EXERCICE 25</u>

En vue de déterminer le pH d'un mélange de deux solutions de base forte, il est demandé à ton groupe de préparer une solution S en mélangeant à 25°C :

- V1 = 100 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium de concentration C_1 = 0,16 mol.L^{-1} ;
- V2=200 mL de solution d'hydroxyde de sodium de pH_2 =12 ;
- V3 = 200 mL d'eau.

1) Définis une base forte et donne - en trois exemples (noms et formules).
2) Ecris la relation entre la concentration C_B d'une monobase forte et son pH. Précise les conditions de validité de cette relation.
3)
    3.1) Ecris les équation-bilans des réactions de d'hydroxyde de potassium et de l'hydroxyde de sodium avec l'eau.
    3.2) Exprime puis calculer la concentration molaire volumique des ions hydroxydes OH^- dans la solution S.
    3.3) Déduis-en que le pH du mélange est 12,56.
    3.4) Fais l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes en solution et calcule leur concentration à l'exception des ions OH^-.
    3.5) Vérifie que la solution est électriquement neutre.

EXERCICE 26

Lors d'une séance de travaux pratiques ton groupe est chargé de déterminer le pH du mélange de deux acides forts.

Il est mis à votre disposition :

- V_1 = 50 mL d'une solution aqueuse S_1 de H C_1 de pH = 2,5 ;
- V_2 = 140mL d'une solution S_2 d'acide nitrique (HNO_3) de pH =3,5

Ton groupe introduit dans un erlenmeyer les solutions S_1 et S_2 puis complète le volume du mélange à V = 205 mL en ajoutant de l'eau distillée. Il obtient une solution S.

Tu es désigné pour la rédaction.

1) Détermine les concentrations respectives C_1 et C_2 initiales des solutions de HCl et de HNO_3.
2) Ecris les équations de dissociation de HCl et de HNO_3 dans l'eau et identifie les espèces chimiques présentes dans le mélange S.
3) Calcule leur concentration et déduis - en le pH du mélange.
4) Détermine le volume Ve d'eau distillée qu'il faudrait ajouter à un volume V' = 25 mL du mélange initial pour faire passer le pH à 4,1.

EXERCICE 27

Dans le laboratoire de chimie de ton lycée, des élèves préparent une solution aqueuse ionique S en mélangeant :

- une solution S_1 d'hydroxyde de calcium : C_1 = 0,1mol/L, V_1 = 50 mL
- une solution S_2 d'hydroxyde de potassium : $C_2 = 10^{-2}$ mol/L, V_2 = 25 mL.
- une solution S_3 d'hydroxyde de cuivre II : $C_3 = 10^{-2}$ mol/L, V_3 = 25 mL.

Ceux -ci souhaitent maintenant exploiter les équations bilan des réactions de dissolutions des solutés. Joins-toi à eux pour l'exploitation.

1) Ecris les équations de dissociation de ces composés ioniques dans l'eau.
2) Fais l'inventaire des espèces ioniques présentes dans la solution S.
3) Calcule les concentrations molaires volumiques de toutes ces espèces ioniques.
4) Détermine le pH du mélange.

EXERCICE 28

Le laboratoire de ton lycée dispose d'un flacon de lessive de soude. Une base forte qui est une solution commerciale d'hydroxyde de sodium. L'étiquette du flacon de 1L porte les indications :

- densité par rapport à l'eau d = 1,33
- pourcentage en masse d'hydroxyde de sodium pur : 30 %.

En vue de calculer le pH d'un mélange de deux bases fortes et d'exploiter l'équation bilan de dissolution du NaOH, ton groupe utilise cette solution commerciale pour préparer d'abord deux solutions A et B telle que :

- la solution A de concentration $C_A = 2.10^{-4}$ mol.L^{-1} a un volume $V_A = 1$ L.
- la solution B de volume $V_B = 500$ mL a un pH = 8,4.

Enfin Vous obtenez :

- une solution D en dissolvant sans variation de volume m=10 g de carbonate de sodium dans la solution A.
- une solution E en mélangeant les solutions A et B

Données : C : 12 ; Na : 23 ; O : 16 ; H :1 (en g.mol^{-1}) ; CO_3^{2-} : ion carbonate.

Masse volumique de l'eau $\rho_e = 10^3$ g.L^{-1}.

1) Définis une base forte et indique son utilité domestique.
2) Montre que la concentration molaire de la lessive de soude est C = 9,975 mol.L^{-1}.
3) Détermine :
   - 3.1) les volumes V_1 et V_2 de solution commerciale qu'il a fallu utiliser pour préparer respectivement les solutions A et B.
   - 3.2) les concentrations molaires des différentes espèces chimiques dans la solution D
   - 3.3) le pH de la solution E.
   - 3.4) Vérifie que la solution D est électriquement neutre.

   Données en g.mol^{-1} : C : 12 ; Na : 23 ; O : 16 ; H : 1.

ACIDE FAIBLE - BASE FAIBLE

EXERCICE 1

Pour chacune des propositions suivantes :

1) un acide est faible parce que sa molécule n'est pas ionisée à état pur.
2) un acide est faible lorsqu'il est très dilué.
3) pour un acide faible de concentration C_A, le pH de sa solution est donné par : $pH = -\log C_A$.
4) le coefficient de dissociation d'un acide faible AH, de concentration C_A est donné par $\alpha = \frac{[A^-]}{C_A}$

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 2

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Plus un acide faible est dilué, plus il se comporte connue un acide fort.
2) Les espèces présentes dans une solution d'acide éthanoïque sont seulement $CH3COO^-$, H_3O^+ et OH^-
3) Une solution aqueuse d'un acide AH de concentration $Ca = 10^{-3}$ mol.L^{-1} a un pH = 3.8. Il s'agit donc d'un acide faible.
4) Plus une base est faible, plus elle est dissociée en solution aqueuse.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vrai, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 3

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Plus un acide faible est dilué, plus il se comporte comme un acide fort.
2) Les espèces présentes dans une solution d'acide éthanoïque sont seulement CH_3COO^-, H_3O^+ et OH^-
3) Une solution aqueuse d'un acide AH de concentration $Ca = 10^{-3}$ mol.L^{-1} a un pH = 3,8. Il s'agit donc d'un acide faible.
4) Plus une base est forte, plus elle est dissociée en solution aqueuse.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 4

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Une solution d'acide éthanoïque de plus en plus diluée peut avoir un pH égal à 9
2) L'ammoniac est un acide faible.
3) L'acide éthanoïque pur conduit le courant.
4) Le coefficient de dissociation d'un acide faible augmente avec la dilution de l'acide.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition est vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 5

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Un acide faible se définit comme :
   a) un acide dont la réaction avec l'eau est totale;
   b) un acide très dilué,
   c) un acide dont la réaction avec l'eau est partielle.
2) La solution aqueuse d'acide chloroéthanoïque de concentration 10^{-3} mol. L^{-1} a un pH = 4,2. L'acide chloroéthanoïque est :
   a) un acide fort; b) un acide faible, c) une base,
3) Lorsqu'on dilue une solution d'acide éthanoïque, la valeur du coefficient d'ionisation :
   a) diminue ; b) reste constante ; c) augmente.

Recopie le numéro de la proposition et écris à la suite, vrai si la proposition en vraie, ou faux si la proposition est fausse.

EXERCICE 6

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Les espèces chimiques présentes dans une solution aqueuse de l'éthanoate de sodium sont :
   a) H_2O ; H_3O^+ ; OH^- ; Na^+ ; CH_3COO^-.
   b) H_2O ; CH_3COO^- ; OH^- ; CH_3COOH ; Na^+ ; H_3O^+
   c) CH_3COO^- ; H_2O ; H_3O^+ ; CH_3COONa ; OH^- ; Na^-.
2) Une solution d'aniline de concentration 0,1 mol. L^{-1} a un pH égal à 8.9. L'aniline est :
   a) un acide faible ; b) une base forte ; c) une base faible.
3) Une solution S est obtenue en dissolvant un corps pur C dans l'eau. Lors de la dilution de la solution S, la valeur du pH diminue. Le corps C est :
   a) un acide, b) une base, c) neutre.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 7

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Une base de concentration C_B, est faible si elle vérifie

   a) $pH = 14 + \log C_B$; b) $pH > 14 + \log C_B$; c) $pH = -\log C_B$; d) $pH < 14 + \log C_B$

2) Un acide de concentration C_A, est faible s'il vérifie :

   a) $pH = 14 + \log C_A$; b) pH > — log C_A ; c) $pH = -\log C_A$; d) $pH < \log C_A$

3) La réaction d'ionisation dans l'eau, d'un acide faible ou d'une base faible, est :

   a) irréversible ; b) limitée ; c) totale.

4) L'acide chlorhydrique, l'acide éthanoïque et l'acide propanoïque sont tous :

   a) des acides faibles ; b) des bases faibles ; c) faibles sauf le premier

5) Parmi ces trois composés : hydroxyde de sodium, hydroxyde de potassium, ammoniaque, il y a :
   a) deux bases faibles ; b) une base faible ; c) aucune base faible
6) Lorsque l'on dilue une solution d'acide faible ou de base faible, le coefficient de dissociation de l'acide ou de la base :
   1) diminue ; b) ne change pas , c) augmente.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 8

Ecris les équations-bilans des réactions des différents composés ci-dessous avec l'eau :

$C_6H_6 - COOH$; $(CH_3)_2NH_2^+$; $HCOO^-$; NH_4^+ ; $C_2H_5NH_2$; HF.

EXERCICE 9

Une solution aqueuse d'un acide AH, de concentration $C = 10^{-3}$ mol.L^{-1}, possède une valeur mesurée au pH-mètre pH = 4,5.

Pour chacune des propositions suivantes

1) L'acide AH est un acide :
   a) fort ; b) ni fort, ni faible), c) faible.
2) L'équation bilan de la réaction d'ionisation de l'acide AH est
   a) $AH + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$; b) $A^- + H_3O^+ \rightleftarrows AH + H_2O$; c) $AH + H_2O \longrightarrow A^- + H_3O^+$
3) La concentration de l'ion A^- en solution est :
   a) 2.10^{-5} mol.L^{-1} ; b) 3,16.1O^{-5} mol.L^{-1} ; c) $2,5.10^{-5}$ mol.L^{-1}
4) La concentration de l'acide AH en solution est :
   a) 2.10^{-4} mol.L^{-1} ; b) $9.68.10^{-4}$ mol.L^{-1} ; 9.10^{-4} mol.L^{-1} .
5) Le degré d'ionisation de l'acide AH en solution est :
   a) α = 3,16 % ; b) α = 2 % ; c) α = 2,5 %

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 10

A 25°C, la mesure du pH d'une solution d'acide éthanoïque (CH_3COOH) de concentration molaire volumique $Ca = 10^{-2}$ mol/L donne pH = 3,4.

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1) La concentration molaire en ions hydronium est :
   a. $3,98.10^{-4}$ mol/L ; b.$3,98.10^{-5}$ mol/L ; c.$3,98.10^{-3}$ mol/L
2) La concentration molaire en ions éthanoates est :
   .4.10^{-5} mol/L ; b.$3,98.10^{-4}$ mol/L ; c.$3,98.10^{-3}$ mol/L
3) La concentration molaire en acide éthanoïque dans la solution est :
   a. $9,6.10^{-4}$ mol/L ; b. $3.98.10^{-3}$ mol/L ; c.$9,6.10^{-3}$ mol/L
4) Le coefficient de dissociation de l'acide éthanoïque est :
   a $3,98\ 10^{-3}$; b $3,98\ 10^{-2}$; c $3,98\ 10^{-1}$

Ecris le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 11

A 25°C, la mesure du pH d'une solution d'éthanoate de sodium (CH_3COONa) concentration molaire volumique $C_b = 10^{-2}$ mol/L donne pH = 8,4.

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La concentration molaire en ions hydroxydes est :
   a.$3,98.10^{-9}$ mol/L ; b.$2,51.10^{-6}$ mol/L ; c.10^{-2} mol/L
2) La concentration molaire en ions sodium est :
   a. $3,98.10^{-9}$ mol/L ; b.$2,51,10^{-6}$ mol/L ; c.10^{-2} mol/L
3) La concentration molaire en ions éthanoates est :
   a. $3,98.10^{-9}$ mol/L ; b. $2,51\ 10^{-6}$ mol/L ; c. $l0^{-2}$ mol/L

4) La concentration molaire en acide éthanoïque dans la solution :
   a. $2{,}51.10^{-6}$ mol/L ; b. $3.98.10^{-9}$ mol/L ; c.10^{-2} mol/L
5) Le coefficient d'ionisation de l'éthanoate de sodium dans l'eau est :
   a. $2{,}51.10^{-3}$; b. $2{,}51.10^{-4}$; c. $2{,}51.10^{-2}$

Recopie le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 12

1) Explique l'affirmation "l'acide éthanoïque est un acide faible", et cite les espèces chimiques qui sont présentes dans sa solution aqueuse.
2) Dis pourquoi l'ion éthanoate est une base faible et cite les espèces chimiques qui sont présentes dans la solution aqueuse d'éthanoate de sodium.
3) Définis un acide faible puis écris l'équation-bilan de sa réaction avec l'eau.
4) La solution aqueuse d'une base dont la concentration est $C_b = 10^{-2}$ mol.L^{-1}, a un pH = 11, 7. Précise si cette base est une base forte ou une base faible.

EXERCICE 13

Tu disposes d'une solution S est d'acide éthanoïque de concentration $C_s = 0{,}1$ mol.L^{-1}.

Tu en prélèves 10 mL et tu complètes à 100 mL avec de l'eau pure. Tu obtiens ainsi une solution S'.

Tu prélèves 50 mL de S' et tu complètes à 500 mL toujours avec de l'eau pure. Tu obtiens la solution S".

Donnée : Acide éthanoïque $K_a = 1{,}8.10^{-5}$.

1) Calcule la concentration de chaque solution S'et S".
2) Ecris l'équation-bilan de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.
3) Calcule pour les trois solutions le coefficient de dissociation.
4) Conclus.

EXERCICE 14

Une solution d'éthanoate de sodium, de concentration 0.1 mol.L^{-1}, a un pH à 8,9.

1) Calcule
   1.1) les concentrations molaires des différentes espèces présentes dans la solution.
   1.2) la proportion P d'ions éthanoate transformée en molécules CH3CO2H.
2) conclus.

EXERCICE 15

Une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration molaire C = 0,1 mol.L^{-1} a un pH = 11,1

1) Montre que NH_3 est une base faible.
2) Ecris l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.
3) Calcule les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans cette solution.

EXERCICE 16

Ton ami prépare une solution aqueuse de chlorure d'ammonium en dissolvant une masse m de solide dans 500mL d'eau pure. La solution obtenue a une concentration de 4.10^{-2} mol.L^{-1} et son pH est 5,3.

1) Calculer m.
2) Montre qu'il s'agit d'une solution d'acide faible et écris l'équation bilan de la réaction entre les ions NH_4^+ et l'eau.
3) Calcule la concentration de toutes les espèces présentes

EXERCICE 17

Dans un laboratoire de chimie du lycée, votre professeur constate que les flacons, contenant les solutions destinées à l'étude de l'effet de la dilution sur l'ionisation d'un composé, ont perdu leurs étiquettes. Ces flacons numérotés de 1 à 5 pour la circonstance, contiennent chacun 50 mL de l'une des solutions ci -dessous de même concentration molaire volumique C = 0,01mol L^{-1} :

- Solution A : solution de chlorure de sodium
- Solution B : solution d'hydroxyde de sodium
- Solution C : solution de chlorure d'hydrogène.
- Solution D : solution d'acide éthanoïque
- Solution E : solution d'éthanoate de sodium.

Afin de bien mener la séance, le professeur vous demande d'identifier la solution contenue dans chaque flacon.

Pour cela, il mesure le pH de chacune d'entre elles et obtient les résultats consignés dans le tableau suivants :

n° du flacon	1	2	3	4	5
pH	12	8,4	2	3,4	7
Solutions					

Pour finir, le professeur mélange la solution du bêcher n° 5 avec celle du bêcher n°4 afin d'étudier l'effet de la dilution sur la dissolution du composé contenu dans ce flacon. Il obtient ainsi V = 100mL de solution S dont la mesure du pH donne 3,6.
Tu es chargé de la rédaction du compte rendu de ton groupe.
Toutes les solutions sont prises à 25° C.

1) Définis un acide faible.
2) Complète le tableau ci-dessus avec les lettres A, B, C, D et E. Justifie.
3) Calcule :
   3.1) les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le bêcher numéro 4.
   3.2) le coefficient d'ionisation a de l'acide éthanoïque.
4) Etude de l'effet de la dilution sur l'ionisation.
   4.1) Calcule les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le mélange S.
   4.2) Déduis - en le nouveau coefficient d'ionisation α' de l'acide éthanoïque.
   4.3) Compare α et α' et interprète les résultats obtenus.

EXERCICE 18

Pendant une séance expérimentale, Un professeur de Physique-chimie demande à un groupe d'élèves d'une classe de Tle de montrer de deux manières différentes que le chlorure d'ammonium (NH_4Cl) est un acide faible. Pour cela, le professeur met à la disposition du groupe un pH- mètre et une masse m = 0,32 g de ce soluté qu'il dissout dans 100 mL d'eau. Le groupe mesure le pH de la solution obtenue qui est égal à 5,2.

On donne en g/mol : M(N) = 14 ; M(H) = 1 ; M(Cl) = 35,5

Tu fais partie de ce groupe d'élèves de cette classe.

1) Ecris :

1.1) l'équation- bilan de la réaction de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.
1.2) l'équation-bilan de la réaction entre l'ion ammonium et l'eau.

2) Détermine la concentration molaire de la solution aqueuse du chlorure d'ammonium obtenue.
3) Montre que la solution aqueuse du chlorure d'ammonium est un acide faible à partir de la valeur du pH et la concentration molaire de la solution
4) Calcule :
   4.1) la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution puis déduis que la solution du chlorure d'ammonium est un acide faible.
   4.2) Le coefficient de dissociation du chlorure d'ammonium dans l'eau

EXERCICE 19

Un groupe d'élèves en classe de terminale scientifique dispose d'une solution d'acide méthanoïque à 10^{-2} mol.L^{-1}. Avec le pH-mètre du laboratoire, il mesure le pH de la solution et trouve 2,9. Ensuite, il dilue 2 fois la solution S et obtient la solution S' dont la mesure du pH donne 3.4. Le groupe souhaite étudier à partir de sa manipulation l'influence de la dilution sur l'acide méthanoïque.

Joins -toi à eux pour réaliser cette étude.

1) Justifie que l'acide méthanoïque est un acide faible, ta réponse.
2) Ecris l'équation bilan de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.
3) Détermine :
   4.1) la concentration des espèces présentes dans la solution S et déduis le coefficient d'ionisation α de l'acide méthanoïque.
   4.2) la concentration des espèces présentes dans la solution S' et déduis le coefficient d'ionisation α' de l'acide méthanoïque.
5) Compare α et α' puis donne l'influence de la dilution sur l'acide méthanoïque.

EXERCICE 20

Lors d'une séance expérimentale, les élèves d'une classe de Tle désirent étudier l'influence de la dilution d'une solution aqueuse sur le coefficient d'ionisation.

Ils mesurent le pH d'une solution aqueuse S_1 d'acide méthanoïque de concentration molaire $C_1 = 10^{-2}$ mol/L et trouvent pH = 2,9.

Ils prélèvent ensuite 100 mL de la solution S_1 à laquelle ils ajoutent 900 mL d'eau distillée pour obtenir une solution S_2.

Ils mesurent le pH de cette solution et trouvent pH = 3,4.

Tu fais partie des élèves de cette classe.

1) Montre que la solution aqueuse d'acide méthanoïque est une solution d'acide faible.
2) Ecris l'équation -bilan de la réaction chimique entre l'acide méthanoïque et l'eau.
3) Calcule la concentration molaire des espèces chimiques présentes :
   3.1) Dans la solution aqueuse S_1.
   3.2) Dans la solution S_2.
4) En déduis la proportion d'acide méthanoïque ionisé dans la solution S_1 et dans la solution S_2 puis conclus.

EXERCICE 21

Ta voisine de classe découvre dans son livre de chimie qu'une solution aqueuse d'acide benzoïque de concentration 1,6.10 mol.L^{-1} et une Solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration 5.6.10−2 mol.L^{-1} ont le même pH, égal à 3,0. Elle souhaite connaitre lequel des deux acide se dissocie le plus en solution aqueuse, en exploitant l'équilibre chimique, puis en calculant les coefficients d'ionisation. Eprouvant des difficultés, celle - ci te sollicite.

1) Définis un acide faible.
2) Cite cinq exemples d'acide faible.
3) Exploitation de l'équilibre chimique.
   3.1) Explique l'équilibre chimique.
   3.2) Ecris pour chaque acide l'équation-bilan de sa réaction de dissociation dans l'eau.
   3.3) Déduis qualitativement lequel de ces deux acides est le plus dissocié.
4) Exploitation du coefficient d'ionisation
   4.1) Calcule le coefficient de dissociation de chaque acide.
   4.2) Conclus

EXERCICE 22

Dans votre laboratoire de physique - chimie, il existe une bouteille d'une solution aqueuse S_1 d'éthylamine sur laquelle sont marqués les caractéristiques suivantes :

- densité d = 0.92.
- Pureté en masse : 33%

Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur met cette solution à votre disposition. Il vous demande de préparer V_2 = 1 L une solution S_2, de pH =11,9 et de concentration C_2 = 0,1 mol/L : de concentrations que l'acide est faible.

Vous disposez de toute la verrerie nécessaire.

1) Préparation de S_2.
   1.1) Détermine le volume V_1 à prélever.
   1.2) Déduis - en le volume d'eau Ve à ajouter.
   1.3) Précise la liste des matériels à utiliser et le mode opératoire.
2) Ecris l'équation bilan de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.
3) Détermine la concentration de toutes les espèces présentes dans S_2.
4) Déduis - en que l'éthylamine est une base faible.

EXERCICE 23

Le fluorure de sodium NaF est un solide ionique.

1) Ecrire l'équation de sa dissolution totale dans l'eau.
2) Une solution de fluorure de sodium a une concentration molaire C = 0,1 mol.L^{-1} et un pH de 8,1. Montrer que l'ion fluorure F^- est une base faible.
3) Ecrire l'équation de la réaction de l'ion fluorure avec l'eau.
4) Calculer la concentration molaire de toutes les espèces

EXERCICE 24

Une solution d'acide fluorhydrique HF, à 0,1 mol. L^{-1} et une solution d'acide arsénique de formule $HAsO_3$, de concentration 0,01 mol.L^{-1}, ont sensiblement le même pH, soit : 2,1.

1) Ecrire l'équation d'ionisation de chacun de ces acides avec l'eau.
2) Dire simplement pourquoi ces deux acides sont faibles.
3) Quel est qualitativement de ces deux acides celui qui est le plus ionisé ?
4) Pour chacune de ces deux solutions, calculer les concentrations des espèces chimiques présentes. Calculer le coefficient d'ionisation de chaque acide. Conclure.

COUPLES ACIDE/BASE - CLASSIFICATION

EXERCICE 1

Une solution S_1 d'acide nitreux HNO_2, de concentration $C = 10^{-2}$ mol./L a un pH = 2,7.

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1) L'acide nitreux est un acide : a) faible ; b) fort ; c) ni fort, ni faible
2) L'équation-bilan de la réaction de l'acide nitreux avec l'eau :

a) $HNO_2 + H_2O \longrightarrow NO_2^- + H_3O^+$; b) $NO_2^- + H_3O^+ \rightleftarrows HNO_2 + H_2O$;

c) $HNO_2 + H_2O \rightleftarrows NO_2^- + H_3O^+$

3) Le couple mis enjeu est : a) HNO_2 / H_2O ; b) HNO_2 / NO_2^- ; c) HNO_2 / OH^-
4) L'expression de la constante d'acidité est :

a) $Ka = \dfrac{[HNO_2]\times[H_3O^+]}{[NO_2^-]}$; b) $Ka = \dfrac{[NO_2^-]\times[H_3O^+]}{[HNO_2]}$; c) $Ka = \dfrac{[HNO_2]\times[NO_2^-]}{[H_3O^+]}$

5) L'expression du pKa du couple correspondant est :

a) $pKa = pH - \log\dfrac{[HNO_2]}{[NO_2^-]}$; b) $pKa = pH + \log\dfrac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$; c) $pKa = pH - \log\dfrac{[NO_2^-]}{[HNO_2]}$

6) Au cas où l'acide nitreux est faible et que le pKa du couple correspondant est égal à 3,30, dans la solution S_1 l'espèce qui prédomine est : a) NO_2 ; b) HNO_2 ; C) H_2O

EXERCICE 2

Soit un couple acide / base A/B, tel que $A + H_2O \rightleftarrows B + H_3O^+$

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1) La constante d'acidité du couple est donnée par la relation :

a) $Ka = \dfrac{[A]\times[H_3O^+]}{[B]}$; b) $Ka = \dfrac{[A]\times[B]}{[H_3O^+]}$; c) $Ka = \dfrac{[B]\times[H_3O^+]}{[A]}$

6. Le pH est donnée par la relation :

a) $pKa = pH + \log\dfrac{[B]}{[A]}$; b) $pKa = pH + \log\dfrac{[A]}{[B]}$; c) $pKa = pH - \log\dfrac{[B]}{[A]}$

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 3

Le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque (CH_3COOH) de concentration molaire 10^{-2} mol/ L est égale à 3,4

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La solution d'acide éthanoïque est une solution :

   a. d'acide fort ; b. d'acide faible ; c.de base faible

2) La concentration molaire en ions éthanoates est :

   a. 4.10^{-4} mol/L ; b. 4.10^{-3} mol/L ; c. 4.10^{-5} mol/L

3) La concentration molaire en acide éthanoïque dans la solution est :

   a. $9,6.10^{-3}$ mol/L ; b. $9.6.10^{-4}$ mol/L ; c. 4.10^{-4} mol/L

4) Le pKa du couple acide éthanoïque / ion éthanoate est : a. 3,4 ; b. 4,3 ; c.4,8

Recopie le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 4

L'ion ammonium est l'acide faible du couple NH_4^+/NH_3 dont le pKa vaut 9,25. Le pH d'une solution aqueuse de concentration 10^{-2} mol.L^{-1} de chlorure d'ammonium vaut 5.6. Dans cette solution, les deux espèces majoritaires présentes à l'équilibre sont :

a) Cl^- et NH_4^+ ; b) NH_3 et H_3O^+ ; c) Cl^- et H_3O^+ ; d) OH^- et NH_4^+.

Recopie la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 5

La mesure du pH de trois solutions d'acides de même concentration décimolaire a donné :

$pH_1(A_1$: $CII_3COOH) = 2,9$; $pH_2(A_2$: $HCOOH) = 2,4$; $pH_3(A_3$: $NH_4^+) = 5,1$

La classification par ordre croissante des pKa de ces trois acides correspond à la relation :

a) $pKa(A_1) < pKa(A_3) < pKa(A_2)$

b) $pKa(A_2) < pKa(A_3) < pKa(A_1)$

c) $pKa(A_2) < pKa(A_1) < pKa(A_3)$

d) $pKa(A_3) < pKa(A_1) < pKa(A_2)$

Recopie la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 6

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1) Selon Bronsted, un acide est une espèce chimique capable :
   a) de capter au moins un proton H^+ ;
   b) de céder au moins un proton H^+;
   c) de céder au moins un électron e^- .
2) Selon Bronsted, une base est une espèce chimique capable :
   a) de capter au moins un proton H^+ ;
   b) de céder au moins un proton H^+;
   c) de céder au moins un électron e^- .
3) Une base est :
   a) toujours une molécule ;

b) toujours un ion ,
c) une molécule ou un ion.

4) l'ion hydroxyde OH- est la base conjuguée de : a) H_3O^+ ; b) H_2O ; c) H_2O_2.
5) L'eau est une espèce amphotère, on parle d'ampholyte. Elle peut se comporter :
   a) En tant qu'acide seulement ;
   b) En tant que base seulement ;
   c) En tant qu'acide ou en tant que base.
6) Une réaction acido-basique est caractérisée par :
   a) un transfert d'électron de l'acide d'un couple acide / base vers la base d'un autre couple acide / base.
   b) un transfert de proton de la base d'un couple acide / base vers l'acide d'un autre couple acide / base
   c) Un transfert de proton de l'acide d'un couple acide / base vers la base d'un autre couple acide / base

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse

EXERCICE 7

Pour chacune des propositions ci-dessous :

1) Pour les solutions d'acides de mêmes concentrations C :
   a) le pH est d'autant plus grand que le Ka est grand ;
   b) le pH est d'autant plus faible que le Ka est grand ;
   c) le pH est d'autant plus faible que le Ka est petit.
2) Pour les solutions de bases de mêmes concentrations C
   a) Le pH est d'autant plus élevé que le Ka est petit ;
   b) le pH est d'autant plus grand que le Ka est grand ;
   c) le pH est d'autant plus faible que le Ka est grand.
3) Une solution de chlorure d'ammonium a un pH = 11. Le pK_8 du couple (NII4/NH3) vaut 9,2. L'espèce prédominante est : a) NII_3 ; b) NH_4^+ ; c) H_2O

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 8

Pour chacune des propositions suivantes :

Dans les couples CH_3COOH/CH_3COO^- et NH_4^+/NH_3 :

1) CH_3COO^- est l'espèce acide du couple CH_3COOH/CH_3COO^-.
2) NH_3 est l'espèce basique dans le couple NH_4^+ /NH_3.
3) L'ion NH_4^+ est un acide faible.
4) L'espèce CH_3COOH est un acide fort.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si la proposition en vrai ou de la lettre F si la proposition est fausse.

EXERCICE 9

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Un acide est une espèce chimique capable de capter un proton H^+.
2) La base est d'autant plus dissociée que le Ka est grand.
3) L'eau pouvant se comporter comme un acide ou une base est une espèce amphotère.
4) De deux bases, la plus forte est celle pour laquelle la constante d'acidité du couple auquel elle appartient est la plus petite.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si la proposition est vraie ou de la lettre F si la proposition est fausse.

EXERCICE 10

Pour chacune des propositions suivantes :

1) De deux acides, le plus fort est celui dont la constante d'acidité ka du couple auquel il correspond est la plus petite.
2) Plus un acide est fort, plus sa base conjuguée est forte.
3) Un indicateur coloré constitue un couple acide / base dont l'acide et la base conjuguée sont de même couleur.
4) Un indicateur coloré permet de connaître un ordre de grandeur du pH d'une solution.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si la proposition est vraie ou de la lettre F si la proposition est fausse.

EXERCICE 11

Recopie et complète le texte ci-dessous en utilisant les mots, groupes de mots ou expressions qui conviennent : **base, capter, transfert, acide, espèce, réaction, protons.**

Un couple acide/base est caractérisé par sa constante d'acidité ka. L'.....est une.....chimique capable de donner un ou plusieurs.....H^+. La.....est une espèce chimique capable de.....un ou plusieurs protons. La.....entre un acide et une base selon Brönsted correspond à un.....d'ions H^+ (protons) de l'acide vers la.....La constante d'acidité du couple A/B est donnée par la relation : $Ka = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]}$

EXERCICE 12

A– Définis :

1) un acide selon Bronsted et cite quelques exemples.
2) une base selon Bronsted et cite quelques exemples

B–

1) Définis
   1.1) la constante d'acidité Ka d'un couple acide-base A/B;
   1.2) le pKa correspondant.
2) Ecris la relation liant le pKa, le pH et les concentrations des formes acide et basique.

EXERCICE 13

Une solution aqueuse contient, entre autres, les espèces suivantes : ion ammonium, acide éthanoïque, éthylamine, ion fluorure.

1) Donne les autres espèces qu'elle contient nécessairement.
2) Forme tous les couples acide/base possibles.
3) Parmi ces couples, certains mettent en évidence une espèce chimique amphotère.
3.1) Cite ces couples.
3.2) Précise l'espèce chimique amphotère.

EXERCICE 14

A) L'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) a un pKa= 10,7. Indique l'espèce chimique qui prédomine dans une solution de pH : 2,7 ; 10,7 ; 12,8.
B) Compare forces de l'acide fluorhydrique HF (pKa = 3,2) et de l'acide cyanhydrique HCN (pKa = 9,2). Déduis - en de leurs bases conjuguées, la base la plus forte.
C) Ecris les deux couples de l'eau.

EXERCICE 15

A- Définis :

1) un indicateur coloré.
2) la zone de virage d'un indicateur coloré.

B- Dans trois béchers contenant 5,0 mL d'une solution aqueuse S à 25°C, tu verses respectivement 3 gouttes des indicateurs colorés suivants :

– la phtaléine : elle reste incolore ;
– le bleu de bromothymol : il vire au jaune ;
– l'hélianthine : elle vire au jaune Données :

Hélianthine	3,1 -4,4
Bleu de bromothymol	6,0- 7,6
Phénolphtaléine	8 2-100

Indique les limites du pH de S et précise son caractère (acide ou basique)

C- Un indicateur coloré a un pKa_j égal à 5. Sa forme acide est de couleur rouge et sa forme basique jaune.

1) Trace le diagramme des zones de prédominance de cet indicateur en faisant apparaitre les zones de couleurs correspondantes
2) Tu verses quelques gouttes de cet indicateur dans des solutions dont les pH sont les suivants .2 ; 4,5 ; 6,5 ; 8.Indique la coloration prise par chacune de ces solutions.

EXERCICE 16

A- Le pH d'une solution d'acide fluorhydrique de concentration $C_A = 10^{-2}$ mol.L^{-1} est égal à 2,6. Calcule la constante d'acidité du couple HF/F^- ainsi que son pK_a.

B- Le pH d'une solution de méthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2}$ mol.L^{-1} est égal à 7,9.

1) Calcule les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.

2) Déduis en la constante d'acidité K_a du couple HCOOH / $HCOO^-$, ainsi que son pK_a

C- Une solution d'acide éthanoïque de concentration C_a a un pH = 3,9. Calcule la concentration C_a de cette solution.

Donnée : pKa (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8

EXERCICE 17

L'on considère deux acides NH_4^+ et HF et leurs bases conjuguées respectives NH_3 et F^-. Le pKa du couple NH_4^+ / NH_3 est égal à 9,2 et celui du couple HF / F^- est égal à 12. '

Compare :

1) la force des acides NH_4^+ et HF .
2) la force des bases conjuguées NH_3 et F^-.

EXERCICE 18

Lors d'une séance de travaux pratiques, un élève d'une classe de Tle D désire déterminer la concentration molaire et la masse d'acide éthanoïque pur contenu dans une solution aqueuse de 100 mL.

Il dissout une quantité d'acide éthanoïque dans un volume

V = 100 mL d'eau. Il mesure le pH de la solution obtenue dont sa valeur est égale à 3,5. Le pKa du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est 4,8

M(C) = 12g/mol ; M(H) = 1g/mol ; M(O) = 16 g/mol

Ayant rencontré des difficultés, il te demande de l'aide.

1) Identifie les espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse d'acide éthanoïque.
2) Détermine la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution.
3) Détermine la concentration molaire de la solution aqueuse d'acide éthanoïque.
4) Détermine la masse d'acide éthanoïque pur dissous l'eau.

EXERCICE 19

Lors d'une séance expérimentale, le professeur de physique- chimie demande aux élèves d'une classe de Tle D de déterminer la constante d'acidité d'un couple acide/base puis de la comparer à celle du couple ion éthylammonium/éthylamine qui est égale à $2,1.10^{-11}$. Les élèves préparent une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3) de concentration $C = 10^{-3}$ mol/L. Ils immergent ensuite une sonde pH-métrique dans la solution. La valeur indiquée par la sonde pH-métrique est 10,1.

Tu es désigné rapporteur des élèves.

1) Montre que la solution aqueuse d'ammoniac est une base faible.
2) Ecris :
   - 2.1) L'équation-bilan de la réaction entre l'ammoniac et l'eau.
   - 2.2) Le couple acide/base présent dans la solution.
3) Calcule
   - 3.1) la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans la solution.
   - 3.2) La constante d'acidité Ka du couple présent.
   - 3.3) Le pKa du couple présent dans la solution.
   - 3.4) Le pKa du couple $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$
4) Justifie que :
   - 4.1) NH_4^+ est un acide plus fort que $C_2H_5NH_3^+$
   - 4.2) $C_2H_5NH_2$ est une base plus forte que NH_3.

EXERCICE 20

En vue de déterminer expérimentalement le pKa du couple ion éthylammonium/éthylamine ($C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$) ton groupe verse, à l'aide d'une burette graduée, un volume V_b d'une solution aqueuse d'éthylamine de concentration $C_b = 10^{-1}$ mol.L^{-1}, dans un bêcher contenant un volume Va = 50 mL d'une solution de chlorure d'éthylammonium de concentration Ca = 10^{-1} mol.L^{-1}. Le groupe relève à chaque fois le pH du mélange. Le tableau ci-dessous donne les résultats obtenus.

V_b (mL)	5	10	15	20	25	30	35
pH	10,1	10,4	10,5	10,7	10,8	10,9	11,0

Tu es chargé de faire le rapport du groupe.

Tu utiliseras au besoin les échelles : 1cm ↔ 0,1 unité de $\log\frac{[B]}{[BH^+]}$ et 1cm ↔ 1 unité de pH.

Tu noteras pour la circonstance le couple étudié ($C_2H_5NH_3^+$/ $C_2H_5NH_2$) : BH^+/B

1) Ecris :
   1.1) L'équation-bilan de la réaction entre l'eau et le chlorure d'éthylammonium.
   1.2) La relation entre le pH du mélange dans le bêcher et la concentration des espèces $C_2H_5NH_3^+$ et $C_2H_5NH_2$
2) En considérant que les ions éthylammonium sont introduits par la solution de chlorure d'éthylammonium et que la base n'est pas ionisée, déduis pour un mélange quelconque l'égalité $\frac{[B]}{[BH^+]} = \frac{C_bV_b}{C_aV_a}$.
3) Trace la courbe $pH = f(\log\frac{[B]}{[BH^+]})$ et déterminer son équation.
4) Déduis - en la valeur du pKa du couple BH^+/B.

EXERCICE 21

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur met à votre disposition, un flacon contenant une solution d'un indicateur coloré de concentration molaire C = $2{,}9.10^{-4}$ mol.L^{-1} et de pH = 4,18.

Cette solution a été préparée à partir de la forme acide faible de l'indicateur Hln. Le couple acide-base présent dans cet indicateur coloré sera noté Hln /In$^-$. Il vous est demandé de calculer le pKa, de l'indicateur coloré en vue de l'identifier.

Données :

Indicateur	*pKa*,	Zone de virage	Couleur	Couleur
Bleu de bromothymol	7	6,0- vert-7,6	Jaune	bleu
Hélianthine	3,7	3,6- vert-7,6	Jaune	rouge
Vert de bromocrésol	4,7	3,8-vert-5,4	jaune	bleu

1) Ecris l'équation de la réaction entre Hln et l'eau.
2) Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution de L'indicateur coloré.
3) calcule :
   3.1) les concentrations de ces espèces chimiques en solution.
   3.2) la valeur du pKa, du couple Hln/In$^-$.
4) Identifie l'indicateur coloré à l'aide du tableau ci-dessous

EXERCICE 22

Au cours d'une séance de travaux pratique, un groupe d'élèves sous la supervision de leur professeur de physique-chimie, préparent deux solutions aqueuses de même concentration $C_A = C_B = 10^{-1}$ mol.L^{-1} :

- l'une A d'acide éthanoïque (CH_3COOH) à partir de cristaux d'acide éthanoïque ;
- l'autre B d'éthanoate de sodium (CH_3COONa) à l'aide d'une solution mère d'éthanoate de sodium de concentration 1 mol.L^{-1}.

Poursuivant la manipulation, le groupe réalise différents mélanges, à partir des solutions A et B, dont il mesure à chaque fois le pH. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

Va (mL)	20	40	60	80
$V_ü$ (mL)	80	60	40	20
pH	5 ,4	5	4 ,6	4 ,2
. $\log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$				

Il est demandé au groupe d'exploiter les résultats de l'expérience en vue de déterminer la constante d'acidité du couple acide éthanoïque /ion éthanoate.
Tu es le rapporteur groupe.
Tu admettras que le résultat trouvé à la consigne 3.2 est valable pour les autres mélanges.
Tu utiliseras au besoin les échelles : 1cm ↔ 0,1 unité de $\log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$; 1 cm ↔ 1 unité de pH.

1) Ecris la relation liant la constante d'acidité Ka d'un couple à son pKa.
2) Calcule :
   2.1) la masse d'éthanoate de sodium solide que l'on doit dissoudre dans l'eau pour préparer 1L de solution B.
   2.2) le volume de la solution mère à prélever pour obtenir 200mL de la solution A.
3) Etude du mélange (V_A = 40mL ; V_B = 60 mL)
   3.1) Calcule les concentrations molaires des différentes espèces chimiques présentes dans ce mélange
   3.2) Exprime le rapport des concentrations de la base faible sur son acide conjugué en fonction des volumes V_A et V_B.
4) Exploitation des résultats.
   4.1) Recopie le tableau, complète – le et trace la courbe de la variation du pH en fonction de $\log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$.
   4.2) A partir de la courbe détermine la relation entre pH et $\log\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$.
   4.3) Déduis - en la constante d'acidité du couple acide éthanoïque /ion éthanoate.

EXERCICE 23

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton professeur met à ta disposition de ton groupe une solution S_1 d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_1 = 0,1\ mol.L^{-1}$ et une solution S_2 d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C_2 = 0,2\ mol.L^{-1}$.

Il vous demande de déterminer le pKa du couple acide éthanoïque/ ion éthanoate.

A cet effet ton groupe ajoute, dans un bêcher contenant 50 cm^3 de la solution S_1 d'acide éthanoïque, 50 cm^3 de la solution S_2 d'éthanoate de sodium. Il mesure à l'aide d'un pH-mètre la valeur du pH de la solution S obtenue et trouve 5.

Rédige le rapport de ton groupe.

1) Donne l'expression de la constante d'acidité du couple d'acide éthanoïque/ ion éthanoate en fonction des concentrations des espèces chimiques.
2) Ecris l'équation-bilan de la réaction :
   - 2.1) entre l'acide éthanoïque et l'eau ;
   - 2.2) entre l'éthanoate de sodium et l'eau.
3) Etude de la solution S_1
   - 3.1) Calcule les concentrations molaires volumiques de toutes les espèces chimiques en solution.
   - 3.2) Calcule la valeur de la constante d'acidité Ka et celle du pKa.
4) Etude de la solution S_2
   - 4.1) Calcule les concentrations molaires volumiques de toutes les espèces chimiques dans le mélange.
   - 4.2) Déduis-en la valeur d'acidité Ka et celle du pKa.
   - 4.3) Compare les valeurs trouvées à celles du 3.2 .

EXERCICE 24

Ton professeur de physique - chimie te propose d'étudier une solution S en vue d'évaluer les habiletés enseignées sur les couples acide/base.

Il t'informe que :

- le pH de la solution S est 2,25 ;
- la solution S a été préparée en mélangeant à 25°C $V_1 = 20$ mL d'une solution S_1 d'acide méthanoïque de concentration $C_1 = 0,1\ mol.L^{-1}$ et $V_2 = 30$mL d'une solution S_2 d'acide benzoïque de concentration molaire initiale inconnue C_2.

Données : $pKa_1(HCOOH/HCOO^-) = 3,8$; $pKa_2(C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-) = 4,2$ à 25°C, $Ke = 10^{-14}$

1) Ecris l'équation bilan :
   - 1.1) de la réaction d'ionisation de l'acide méthanoïque dans l'eau ;
   - 1.2) de la réaction d'ionisation de l'acide benzoïque dans l'eau ;
2) Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution S.
3) Calcule les concentrations molaires des espèces HCOOH et $HCOO^-$ d'une part et C_6H_5COOH et $C_6H_5COO^-$ d'autre part, présentes dans S et déduis - en la concentration molaire C_2.
4)
   - 4.1) Compare les forces des deux acides faibles en présence.
   - 4.2) Indique pour les espèces constituant les couples, les espèces chimiques prédominantes dans le mélange

EXERCICE 25

Ton professeur de physique - chimie te propose d'étudier un indicateur coloré : l'hélianthine. En solution aqueuse cet indicateur coloré dont pKa, égal à 3,8, peut être considéré comme un acide faible dont le couple acide/base sera noté HIn/In^-.

Il t'informe que la couleur d'une solution contenant quelques gouttes d'hélianthine apparaît :

- rouge, couleur de sa forme acide, si $[HIn] > 10\ [In^-]$
- jaune, couleur de sa forme basique, si $[In^-] > 10\ [HIn]$.

1) Définis un indicateur coloré.
2) Ecris l'équation - bilan de la réaction entre l'hélianthine et l'eau.
3) Donne l'expression de la constante d'acidité Ka_i et le pKa_i, de cet indicateur.
4) Détermine les valeurs du pH qui délimitent la zone de virage de l'indicateur coloré.

EXERCICE 26

Une sonde pH-métrique, immergée dans une solution aqueuse d'ammoniac, de concentration $C = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$, indique 10,1.

1) Montrer, à l'aide de ce résultat, que la solution aqueuse d'ammoniac est une base faible.
2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
3) Calculer la constante d'acidité Ka du couple NH_4^+/NH_3 puis son pKa.
4) On prépare ensuite une solution, de concentration molaire $C' = 0,1\ mol.L^{-1}$ d'éthanoate de sodium CH_3COONa.
   4.1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction de l'éthanoate de sodium avec l'eau.
   4.2) Comparer le pH de la solution obtenue avec le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium de même concentration.
5) Placer les deux couples acide/base étudiés sur un axe des pK_a en indiquant les forces croissantes des acides et des bases. Quelle est la base la plus forte ? Quel est l'acide le plus fort ?

RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES – SOLUTIONS TAMPONS.

EXERCICE 1

Ton groupe mélange V_a = 20 mL d'acide fort de concentration $C_a = 10^{-2}$ mol/L et V_b =10 mL de soude de même concentration.

Pour chacune des propositions suivantes

1) Le mélange obtenu est : a) acide ; b) basique ; c) neutre
2) Le pH du mélange vaut : a) 2,5 ; b) 7 ; c) 12 ; d) 2

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 2

L'on introduit V_b = 12 mL d'hydroxyde de potassium de pH = 2,7 dans V_a = 8 mL d'acide chlorhydrique de pH = 1,12. Pour chacune des propositions suivantes :

1) Le mélange obtenu est : a) acide ; b) basique ; c) neutre
2) Le pH du mélange vaut : a) 3 ; b) 7 ; c) 12.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

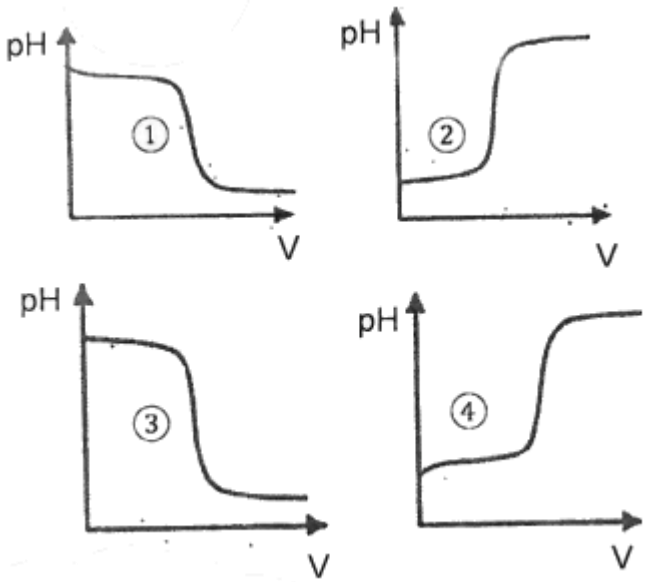
EXERCICE 3

A- chacune des courbes (1), (2), (3) et (4) ci-dessous a été obtenue en faisant réagir deux des solutions suivantes : HCl ; CH_3COOH ; KOH ; NH_3.

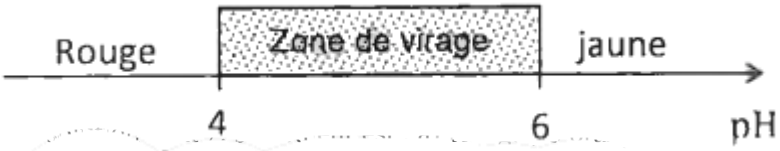
Les pH_E à l'équivalence sont 5,4 ; 7 ; 8,7.

Pour chacune des courbes :

1) Indique les solutions qui réagissent.
2) Ecris l'équation bilan de la réaction
3) Précise La valeur du pH à l'équivalence.



B- A une solution aqueuse, on ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré dont les caractéristiques sont indiquées ci-dessous :



Pour chacune des

1) Si le pH
2) Si la solution prend une teinte orange, son pH est : a) inférieur à 4 ; b) supérieur à 6 ; c) compris entre 4 et 6
3) Cet indicateur coloré peut servir é repérer l'équivalence lors de la réaction :

   a) acide faible, base forte ; b) acide fort, base forte ; c) base faible, acide fort

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 4

Pour chacune des propositions suivantes :

1) A 25°C, le point d'équivalence d'une réaction entre un acide fort et une base faible a un pH :

   a) égal à 7 ; b) égal au pKa du couple ; c) inférieur à 7 ; d) supérieur à 7

2) Lors de la réaction entre un aciae tort et une base faible, à l'équivalence, la quantité d'ions H_3O^+ versée est :
   a) égale à la quantité d'ions OH^- dans la solution.
   b) égale à la quantité de base initiale dans la solution
   c) égale au double de la quantité de base initiale dans la solution
3) A la demi-équivalence lors de la réaction entre acide faible et une base forte, la quantité d'ions OH^- versée est
   a) égale à la quantité d'ions H_30^+ dans la solution
   b) égale à la quantité d'acide initiale dans la solution
   c) égale à la moitié de la quantité d'acide initiale dans la solution

4) A 25°C, le point d'équivalence d'une réaction entre une base forte et un acide faible a uni pH :

   a) égal à 7 ; b) égal au pKa du couple ; c) inférieur à 7 ; d) supérieur à 7.

5) A 25°C, la solution obtenue à l'équivalence lors d'une réaction entre un acide fort et une base faible est :

   1) acide ; b) basique ; c) neutre

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 5

Une solution d'acide méthanoïque de concentration molaire Ca = 0,2 mol/L, de volume Va = 30 mL est ajoutée à une solution aqueuse molaire C_b = 0,3 mol/L, de volume V_b = 10 mL. Le pH du mélange est 3,8.

Pour chacune des propositions suivantes :

1) La quantité de l'acide méthanoïque avant le mélange est :

   a. 3.10^{-3} mol ; b. 6.10^{-3} mol ; c. 4.10^{-3} mol.

2) La quantité de matière de la solution d'hydroxyde de sodium avant le mélange est :

   a. 3.10^{-3} mol ; b. 6.10^{-3} mol ; c. 4.10^{-3} mol

3) La nature du mélange obtenu est :

   a. neutre ; b basique ; c. solution tampon

4) Le pKa du couple acide méthanoïque / ion éthanoate est :

   a. 3,8 ; b. 8,5 ; c.4,2

Recopie le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 6

A- On dispose de 50 mL d'une solution A d'acide méthanoïque de concentration $C_A = 5.10^{-2}$ mol/Let d'une solution B de méthanoate de sodium de concentration $C_B = 10^{-1}$ mol/L. pour obtenir une solution tampon, le volume de solution B à ajouter à la solution acide est :

a) Vs = 20 mL ; b) Vs = 25 mL ; c) Vs = 100 mL ; d) Vs = 50 mL

Recopie la lettre correspondant à la bonne réponse.

B- Complète les phrases suivantes en utilisant les chiffres :

1) les réactions acido - basique sont …...(1)…... et ...(2)….
2) L'équation - bilan de la réaction entre un acide faible et une base forte s'écrit : …..(3)……. ou ……(4)……..
3) L'équation - bilan de la réaction entre un acide fort et une base forte s'écrit : …….(5)……..
4) L'équation - bilan de la réaction entre une base faible et un acide fort s'écrit : …....(6)……. ou …… (7)…….
5) La réaction entre une solution ……..(8) …… et une solution de …….(9)……. est la réaction

……(10)…….. de l'auto - protolyse de l'eau.

EXERCICE 7

Complète le texte ci-dessous avec les groupes de mots suivants : **acide faible ; base conjuguée ; équimolaire ; au pKa ; base forte ; solution tampon ; le pH.** Chaque mot ou groupe de mot peut être utilisé plusieurs fois.

Au cours de la réaction entre un acide faible et une base forte ou d'une base faible et un acide fort, la solution obtenue à la demi-équivalence est telle que : [Acide] = [Base]. Elle est appelée …...(1)….. Cette solution est telle que …...(2)…., est égal …...(3)…...du couple acide/base en présence dans la solution.

Elle est donc constituée d'un mélange …..(4)….. d'un acide et de sa ….(5)… .Pour la préparer, l'on peut faire réagir un ….. (6) ..... et une …...(7)…... jusqu'à la demi - équivalence. On peut aussi faire un mélange …....(8)….. d'un acide faible et de sa base conjuguée (vice - versa), le pH de la solution est égale au pKa du couple acide / base mise en jeu.

EXERCICE 8

Pour chacune des propositions suivantes :

Au cours d'une réaction acido - basique, à la demi-équivalence :

1) le pH de la solution est égale au pKa du couple acide / base mise en jeu.
2) la solution obtenue est appelée solution tampon.
3) l'acide et sa base conjuguée sont en quantité équimolaire.
4) La quantité de matière des réactifs est la même.
5) Le pH de la solution est insensible à la dilution modérée

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si la proposition en vrai ou de la lettre F si la proposition est fausse.

EXERCICE 9

Pour préparer un volume V = 150mL d'une solution tampon T de pH = 9,2, ton groupe dispose d'un litre de chacune des solutions suivantes :

- HCl de concentration C_1 = 0,1 mol.L^{-1}
- NaOH de concentration C_2 = 5.10-2 mol.L^{-1}
- NH_3 de concentration C_3 = 5.10-2 mol.L^{-1}
- NH_4Cl de concentration C_4 = 0,1 mol.L^{-1}
- CH_3COOH de concentration C_5 = 0,1 mol.L^{-1}

Indiquer trois manières précises de fabriquer la solution tampon, en calculant les volumes des solutions utilisées. Données: pKa (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,2 ;

EXERCICE 10

A Va = 20 cm^3 d'une solution d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration molaire Ca = 5.10^{-2} mol.L^{-1} et de pH = 3,1, l'on ajoute un volume V_b d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration C_b = 10^{-2} mol.L^{-1} jusqu'à ce que le pH atteigne la valeur 4,2. Le pK_A du couple $C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$ est égal à 4,2

1) Nomme la solution obtenue.
2) Calcule V_b

EXERCICE 11

1) Donne les caractéristiques de la réaction entre un acide fort et une base forte.
2) Ecris l'équation bilan de la réaction

EXERCICE 12

1) Définis une solution tampon.
2) Cite les propriétés d'une solution tampon.
3) Indique la composition d'une solution tampon.
4) Cite les trois méthodes de préparation d'une solution tampon.
5) Donne l'intérêt d'une solution tampon.

EXERCICE 13

1) Ecris l'équation de la réaction :
   1.1) Un acide fort avec une base forte.
   1.2) d'un acide fort avec une base faible.
   1.3) d'une base forte avec un acide faible.
2) Indique le nom donné à la fin de la réaction entre un acide fort et une base forte.

EXERCICE 13

A 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-2} mol/L, on ajoute progressivement une solution de soude de concentration 10^{-2} mol/L.

1) Calcule volume de solution de soude verser pour atteindre l'équivalence.
2) Calcule le pH de ce mélange.

EXERCICE 14

A 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-2} mol.L, on ajoute progressivement une solution de soude de concentration 10^{-2} mol.L^{-1}.

1) Calcule volume de solution de soude verser pour atteindre l'équivalence.
2) Calcule le pH de ce mélange.

EXERCICE 15

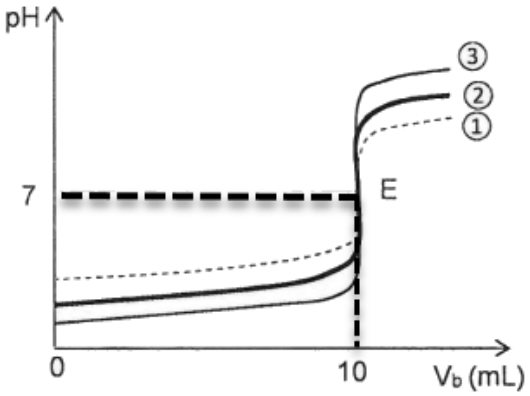
Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe réalise plusieurs opérations :

Opération : Vous versez progressivement une solution de soude de concentration 10^{-1} mol.L^{-1} dans 20 cm^3 d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-1} mol.L^{-1}.

Opération 2 : vous versez progressivement une solution de soude de concentration 10^{-2} mol.L^{-1} dans le même volume d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-2} mol.L^{-1}.

Opération 3 : vous versez progressivement une solution de solution de soude de concentration 10^{-3} mol.L^{-1} dans le même volume d'acide chlorhydrique de concentration 10^{-3} mol.L^{-1} .

Vous obtenez les trois courbes (1), (2) et (3) ci-dessous.



Pour chacune des propositions suivantes :

1) La courbe qui correspondant à l'opération 1 est la courbe :

   a) (1) ; b) (2) ; c) (3)

2) La courbe qui correspondant à l'opération 2 est la courbe :

   a) (1) ; b) (2) ; c) (3)

3) La courbe qui correspondant à l'opération 2 est la courbe :

   a) (1) ; b) (2) ; c) (3)

EXERCICE 16

Tu verses de l'acide chlorhydrique de concentration 10^{-2} mol.L^{-1} dans 10 mL d'une solution d'ammoniac. L'équivalence est atteinte lorsqu'on a versé 20 mL de solution acide.

1) Calcule la concentration de la solution d'ammoniac.
2) Indique la nature de la solution à l'équivalence.

EXERCICE 17

Tu mélanges Va = 10 mL d'une solution d'acide éthanoïque de concentration Ca = 0,01 mol.L^{-1} et V_b =5 mL une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b = 0,01 mol.L^{-1}.

Le pH de la solution obtenue est 4,8.

Donnée : pKa(CH_3-COOH/ CH_3-COO)= 4,8

1) Nomme la solution obtenue.
2) Donne ses propriétés

EXERCICE 18

Tu prélèves un volume V_a = 10 mL d'une solution A d'acide chlorhydrique que tu doses avec une solution B contenant 3,2 g de soude par litre. Tu constates qu'il faut verser un volume

V_b = 12,5 mL de solution basique pour obtenir l'équivalence

1) Calcule la concentration molaire C_a de la solution d'acide chlorhydrique.
2) Calcule les concentrations des espèces en solution si on mélange un volume V_1 = 20 mL de A et un volume V_2 = 12,5 mL de B.

EXERCICE 19

On mélange un volume V_s = 20 mL d'une solution d'hydroxyde de potassium ou potasse ($K^+ + OH^-$) de concentration *C*a inconnue et volume V_a = 10 mL d'acide iodhydrique ($H_3O^+ + I^-$) de concentration Ca = 10^{-2} mol.L^{-1}. Le mélange a un pH = 10.

1) Ecris l'équation de la réaction et calcule les quantités de matière puis les concentrations des différentes espèces présentes dans la solution.
2) Détermine C_s et déduis - en le pH de la solution initiale d'acide iodhydrique.
3) Calcule le volume V d'acide iodhydrique à rajouter pour atteindre l'équivalence. Donne alors le pH.

EXERCICE 20

On mélange un volume Va = 50 mL d'acide bromhydrique ($H_3O^+ + Br^-$), de pH = 2,3 et un volume V_e = 50 mL de solution d'hydroxyde de sodium de pH inconnu.

1) Ecris l'équation de la réaction ayant lieu.
2) Calcule le pH de la solution de soude pour que le pH du mélange soit égal à 7.
3) On suppose cette condition réalisée. S_1 on ajoute V' = 5 mL de la solution d'hydroxyde de sodium au mélange précédent, calcule le pH final.

EXERCICE 21

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton groupe verse progressivement, dans un bêcher contenant 20 mL d'une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3) de concentration molaire inconnue C_B, une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A = 0,10 mol.L^{-1}. Il note à chaque fois le pH du mélange. Les résultats sont consignés dans le tableau ci - dessous.

V_A(mL)	0	0,50	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
pH	10,90	10,60	10,35	10,05	9,85	9,70	9,50	9,35	9,20	9,00	8,80	8,40

V_A(mL)	10,50	10,85	11	11,05	11,10	11,20	11,50	12	13	14	15	16
pH	8,10	7,45	6,20	5,05	3,70	3,20	2,80	2,50	2,15	2,00	1,90	1,80

V_A représente le volume d'acide chlorhydrique versé en mL. Tu es désigné pour la rédaction du compte rendu.

Tu utiliseras en cas de besoin l'échelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour une 1 unité de pH.

1) Fais le schéma annoté du montage.
2) Ecris l'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu.
3) Tracer et exploitation de la courbe pH = f (Va).
   3.1) Trace la courbe pH = f (Va).
   3.2) Détermine graphiquement :
      3.31) les coordonnées du point d'équivalence E,
      3.32) le pKa du couple NH_3^+/NH_3.
   3.3) Justifie pourquoi le pH à l'équivalence est inférieur à 7.
   3.4) Donne le nom et les propriétés du mélange au cours du dosage pour lequel pH = pKa.
   3.5) Calcule :
      3.5.1) la concentration molaire C_b de la solution dosée.
      3.5.2) les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange à la demi-équivalence.

EXERCICE 22

Au cours d'une séance de travaux pratiques, des élèves disposent c ur.e solution d'acide méthanoïque de concentration $C_A = 0,1\ mol.L^{-1}$ et de pH = 2,4 mesuré à 25°C.

Dans un bêcher contenant un volume $V_A = 20$ mL de cet acide ils ajoutent progressivement, à l'aide d'une burette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,25\ mol.L^{-1}$. Ils suivent l'évolution du pH du mélange et trace la courbe pH = f(V_B).

Par exploitation de cette courbe ils trouvent que :

- à l'équivalence le pH est 8,3 ;
- le pH vaut 3,8 lorsque le volume versé est $V_B = \frac{V_{BE}}{2}$

Les élèvent souhaitent déterminer le volume V_{BE} qu'il a fallu verser pour obtenir l'équivalence acido-basique ainsi que le pKa du couple $HCOOH/HCOO^-$.

Assiste - les dans leur démarche.

1) Etude de la solution d'acide méthanoïque
   1.1) Montre que l'acide méthanoïque est acide faible
   1.2) Ecris l'équation de dissociation de l'acide méthanoïque dans l'eau.
2) Détermine le volume V_{BE} qu'il faut verser pour obtenir l'équivalence acido-basique et justifie la valeur du pH obtenue à l'équivalence.
3) Donne :
   3.1) la valeur du pKa du couple $HCOOH/HCOO^-$. Justifie.
   3.2) la nature de la solution obtenue à l'équivalence.
   3.3) le nom et les propriétés de la solution la demi - équivalence.
4) Trace l'allure de la courbe pH = f(V_B) en faisant ressortir les points caractéristiques.

EXERCICE 23

Lors d'une séance de travaux pratiques, le professeur demande à un groupe d'élèves de déterminer par un calcul le pH du mélange d'une solution d'acide fort avec une solution de base faible. Le groupe mélange un volume $V_B = 20\ cm^3$ d'une solution aqueuse d'éthanoate de sodium déconcentration molaire $C_B = 10^{-1}$ mol/L et un volume $V_A = 5\ cm^3$ d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration molaire $C_A = 10^{-1}$ mol/L.

Le pKa du couple CH_3COOH / CH_3COO^- est 4,8.

Le groupe rencontre des difficultés. Il sollicite ton aide.

1) Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique.
2) Identifie les espèces chimiques présentes dans le mélange.
3) Détermine :
   3.1) la quantité de matière de l'acide chlorhydrique avant le mélange.
   3.2) la quantité de matière de l'éthanoate de sodium avant le mélange.
   3.3) la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.
4) En déduis le pH du mélange.

EXERCICE 24

Lors d'une séance expérimentale, un groupe d'élèves d'une classe de Tle D désire déterminer la concentration molaire d'une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3). Le groupe effectue un dosage pH-métrique de la solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique à 25 °C. Le groupe introduit dans un bêcher un volume $V_b = 20$ mL d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration C inconnue puis ajoute progressivement à l'aide d'une burette, un volume V(en mL), d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 0,14$ mol/L. Les résultats sont consignés dans le tableau suivant :

Va(mL)	0	1	2	3	4	5	6	7	9	10	11	12
pH	11,5	11,5	11,5	11,4	11,3	11,3	11,3	11,2	11,2	11,1	11	11

Va(mL)	13	14	15	16	16,25	16,5	16,75	17	17,5	18	20
pH	10,9	10,8	10,6	9,9	9,6	7,3	4,4	4.1	3,8	3,6	3,3

Tu es désigné le rapporteur du groupe.

1) Schématise le dispositif expérimental du dosage pH – métrique
2) Ecris l'équation - bilan de la réaction acido-basique.
3) Tracer la courbe pH = f (V) avec l'échelle : 1 cm ↔ 2 mL et 1 cm pour une unité de pH.
4) Détermine à partir de la courbe :
   4.1) Les coordonnées du point d'équivalence.
   4.2) La nature de la solution obtenue à l'équivalence acido-basique.
   4.3) La valeur du pKa du couple concerné.
   4.4) La concentration C_b de la solution d'ammoniac.
   4.5) La concentration molaire des espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence.
   4.6) La concentration molaire des espèces chimiques présentes dans le mélange à la demi-équivalence.

EXERCICE 25

Pendant une séance expérimentale, un élève est désigné pour réaliser le dosage pH -métrique d'une solution d'hydroxyde de sodium par une solution d'acide chlorhydrique. Il introduit dans un bêcher un volume V_b = 50 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium puis ajoute progressivement une solution d'acide chlorhydrique de concentration Ca = 10^{-2} mol/L à 25 °C. Il consigne les résultats dans le tableau ci -dessous

V (mL)	0	6	10	12	14	14,2	14,4	14,5	14,8	15	15,2	16	18	20	30
pH	11,1	9,5	9	8,6	7,7	7	6,5	6	5	4	2,8	2,6	2,2	2	1,6

Il rencontre des difficultés pour déterminer la concentration molaire de la solution à titrer. Il te sollicite pour l'aider.

1) Schématise le dispositif expérimental du dosage pH - métrique de la solution d'hydroxyde de sodium par la solution d'acide chlorhydrique.
2) Ecris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
3) Trace la courbe pH = f (V_a) : 1cm pour une unité de pH et 1cm pour 2mL.
4) Détermine :
   - 4.1) Graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E.
   - 4.2) La concentration C_b de la solution d'hydroxyde de sodium.
   - 4.3) Détermine les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans mélange à l'équivalence
   - 4.4) Détermine les concentrations molaires des espèces chimiques dans le mélange lorsqu'on a versé un volume V_a = 10ml d'acide chlorhydrique
   - 4.5) la valeur limite du pH de la solution finale lorsqu'on ajoutera une très quantité de solution d'acide chlorhydrique.

EXERCICE 26

1) On dispose d'une solution d'acide chlorhydrique notée S_A. Une goutte de cette solution sur le papier pH indique que son pH est voisin de 1,1. En déduire la valeur approchée de concentration molaire C_A de cette solution.
2) Pour affiner la valeur de la concentration C_A, on dose V_A = 15 cm^3 de S_A par une solution d'hydroxyde de sodium notée S_B de concentration molaire volumique $C_B = 10^{-1}$ mol.L^{-1}.
   - 2.1) Écrire l'équation bilan de la réaction chimique qui a lieu.
   - 2.2) L'équivalence acido-basique est obtenue pour V_{bE} = 12 cm^3. En déduire la valeur de la concentration C_A de la solution S_A.
   - 2.3) Donner l'allure de la courbe pH = f (V_B) en faisant apparaître le point d'abscisse 0 et le point d'équivalence E (V_{bE} ; pH_E).
3) Une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique C = 8.10^{-2} mol.L^{-1} est utilisée pour doser une solution d'ammoniac de concentration C_D inconnue.

Un échantillon de l'ammoniac est dilué 10 fois (solution E). On prélève V_E = 10 cm^3 de cette solution que l'on dose en présence d'un indicateur coloré. L'équivalence acido-basique est obtenue pour V_A = 12,5 cm^3 de solution d'acide chlorhydrique versé.

- 3.1) Écrire l'équation bilan de la réaction.
- 3.2) Calculer la concentration C_E de l'ammoniaque ainsi dilué.
- 3.3) En déduire la concentration C_D de l'ammoniaque.
- 3.4) Le pKa du couple ion ammonium/ ammoniac est de 9,3. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le

EXERCICE 27

Sali, une élève de terminale D reçoit un flacon contenant une solution S_0 limpide. Son professeur de sciences physiques lui demande d'identifier cette solution. Elle procède aux tests suivants :

Test 1 : Elle fait tomber une goutte de solution S_0 sur une flamme de bec bunsen : la flamme devient jaune.

Test 2 : Elle verse quelques gouttes de sulfate de cuivre II dans un échantillon de So ; elle observe la formation d'un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II.

1)
   1.1) Analyser les résultats du test 1 et du test 2.
   1.2) En déduire la nature de la solution S_0
2) Koffi un autre élève de la même classe prélève V_0 = 5 ml de la solution S_0. Il la dilue cent (100) fois pour obtenir une solution S_1 de concentration molaire volumique C_1. Il mesure le pH de S_1 et trouve la valeur 12.

Matériel mis à la disposition de Koffi	
Agitateur magnétique	Eprouvettes graduées
Béchers : 100 mL ; 200 mL	Pissette + eau distillée
Fioles jaugées : 100mL ; 250 mL ; 500 mL	Pipettes : 5 mL ; 10 mL ; 20 mL
Verres à pied	

   2.1) A partir de la liste de matériel ci-dessous, indiquer la liste i des matériels nécessaires à Koffi pour préparer la solution S_1.
   2.2) Proposer un mode opératoire à Koffi lui permettant de I préparer la solution S_1.
   2.3) S_1 est une solution de base forte.
      2.3.1) Calculer la concentration molaire volumique C_1 de S_1
      2.3.2) En déduire la concentration molaire volumique C_0 de S_0.
3) Dans le but de déterminer la concentration C_2 d'une solution S_2 d'acide méthanoïque, Koffi dose un volume V_2 = 10 mL de S_2, additionné de quelques gouttes de phénolphtaléine, par une solution S de soude de concentration C = 10^{-2} mol.L^{-1}.

Quand l'indicateur coloré vire au rose, Koffi a versé un volume V_B = 20 mL de soude S.

   3.1) La valeur du pH à l'équivalence montre que la solution est basique. Expliquer pourquoi le mélange est basique.
   3.2) Déterminer la concentration molaire volumique C_2.
4) Sali se propose d'étudier la solution d'acide méthanoïque avant le dosage. Soit la solution initiale constituée uniquement d'acide méthanoïque de concentration C' = 10^{-2} mol.L^{-1} et de pH= 2,9.

   4.1) Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.
   4.2) Calculer la concentration molaire volumique de chaque espèce.
   4.3) Déterminer le pKa du couple acide/base HCO_2H/HCO_2^-.

EXERCICE 28

Un groupe d'élèves en classe de terminale scientifique dispose d'une solution aqueuse Sa d'un acide AH. AH est un acide faible dont la base conjuguée est notée A^-.

Le groupe se propose d'identifier l'acide AH et de déterminer le pKa du couple AH/A^- auquel il appartient.

1) Préparation de la solution Sb d'hydroxyde de potassium Le groupe prépare une solution Sb d'hydroxyde de potassium, en dissolvant une masse m_1 = 56 mg d'hydroxyde de potassium (KOH) solide dans un volume V_1 = 100 mL d'eau pure à 25°C.
   1.1) Vérifier que la concentration molaire C_b de la solution S_b vaut 10^{-2} mol/L
   1.2) Le pH de la solution S_b vaut 12.

Montrer que l'hydroxyde de potassium est une base forte.

2) Dosage de la solution d'acide AH

Le groupe prélève un volume V_a = 20 mL de la solution S_a qu'il dose avec la solution S_b d'hydroxyde de potassium préparée ci-dessus. La courbe de variation du pH des différents mélanges effectués est donnée sur papier millimétré en annexe.

   2.1) Écrire l'équation-bilan de la réaction acido-basique qui a eu lieu entre l'acide faible AH et la base forte (KOH).
   2.2) Déterminer graphiquement les coordonnées du point E à l'équivalence.
   2.3) Calculer la concentration molaire volumique C_a de la solution S_a.
   2.4) Déterminer à partir de la courbe pH = f (V_b), la valeur du nKa du couple AH/A^-

3) Identification de l'acide AH

La solution S_a de concentration C = 10^{-2} mol.L^{-1} a été préparée en dissolvant une masse m = 0,6 g de l'acide AH dans un volume V = 1L d'eau pure. L'acide AH est un acide carboxylique de formule générale $C_nH_{2n}O_2$.

   3.1) Déterminer la formule brute de l'acide AH.
   3.2) Donner la formule semi-développée et le nom de l'acide AH.
   3.3) Préciser le couple acide-base correspondant.

On donne en g.moi-1 : C = 12 ; H=1 ; 0 = 16 ; K = 39.

DOSAGES

EXERCICE 1

1) Définis un dosage.
2) Indique
   2.1) les conditions que doit remplir une réaction pour être utilisée au cours d'un dosage
   2.2) comment se fait le choix de l'indicateur colore au cours d'un dosage.

EXERCICE 2

1) Cite trois indicateurs colorés et donne leurs couleurs dans les différents milieux.
2) Définis le dosage colorimétrique.
3) Explique comment se fait le choix d'un indicateur coloré pour un dosage.

EXERCICE 3

1) Définis le dosage pH-métrique.
2) Dis comment tu détermines le point d'équivalence graphiquement.

EXERCICE 4

Ton professeur de physique - chimie dose par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-2}$ mol.L^{-1}, V_B = 10 mL d'une solution S_1 d'ammoniac ; puis V_B' =10 mL d'une solution S_2 d'éthylamine de même concentration : $C_n = 10^{-2}$ mol. L^{-1}.

Données : $pK_{a1}(NH_4^+/NH_3) = 9.2$; $pKa_2(C_2H_5NH_3^+/C_2H_sNH_2) = 10,7$.

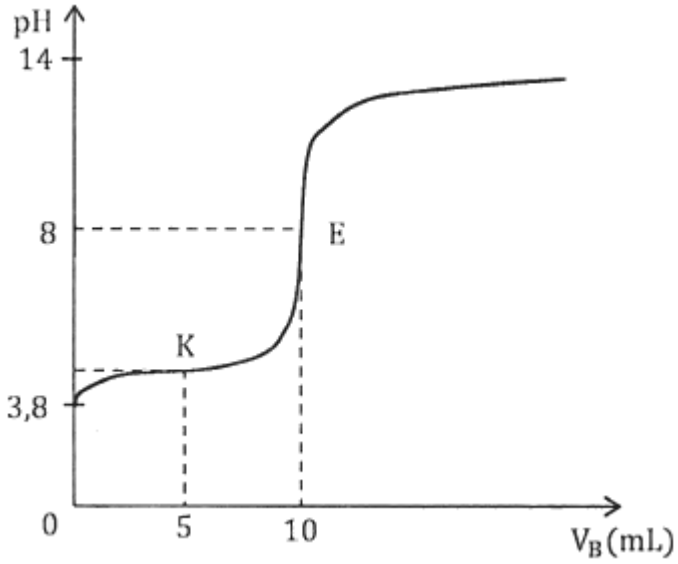
Pour chacune des propositions suivantes :

1) Quand on n'a pas encore versé d'acide, le pH de S_1 est inférieur à celui de S_2.
2) Il faut verser le même volume d'acide dans S_1 et S_2 pour atteindre la demi-équivalence.
3) Le pH, à la demi-équivalence, est plus élevé pour Si que pour S_2.
4) Les mélanges obtenus à la demi-équivalence à partir de Si d'une part, à partir de S_2 d'autre part, constituent des solutions tampon et présentent le même pH.
5) Il faut verser un volume d'acide supérieur dans Si pour atteindre l'équivalence.
6) À l'équivalence, le mélange obtenu à partir de Si a un pH inférieur à celui obtenu à partir de S_2.

Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre V si la proposition en vrai ou de la lettre F si la proposition est fausse.

EXERCICE 5

La courbe de dosage d'un volume Va = 20 mL d'une solution d'acide carboxylique par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration Ca = 0,02 mol/L est représentée ci- dessous.



On te donne les zones de virage des indicateurs suivantes : B.B.T (6 - 7,6) ; rouge de méthyle (4,2 - 6,2) ; phénolphtaléine (8,2 - 10)

Pour chacune des propositions suivantes :

1) Le pK_a du couple acide base est :

a) pKa = 8 ; b)pK_a = 7 ; c) pKa = 3,8 ; d)pK_a =4,2 ;

2) La concentration de la solution d'acide carboxylique est :

a) Ca = 0,02 mol.L^{-1} ; b) Ca = 0,01 mol.L^{-1}; c) Ca = 0,1 mol.L^{-1} ; d) Ca = 1 mol.L^{-1};

3) En l'absence de pH-mètre l'indicateur coloré qui conviendrait pour réaliser le dosage est :

a) le B.B.T ; b) le rouge de méthyle ; c) la phénolphtaléine

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse dans chaque cas.

EXERCICE 6

Pour chacune des propositions suivantes :

1) L'équation de la réaction de dosage de l'acide chlorhydrique par la soude est :
   a) $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
   b) $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$
   c) $H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows 2H_2O$
2) Plus généralement, l'équation de la réaction de dosage d'un acide AH par la soude es
   a) $A^- + OH^- \longrightarrow AH + H_2O$
   b) $AH + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$
   c) $AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$
3) Lorsque l'on dose une solution d'acide chlorhydrique par de la soude, à l'équivalence le :

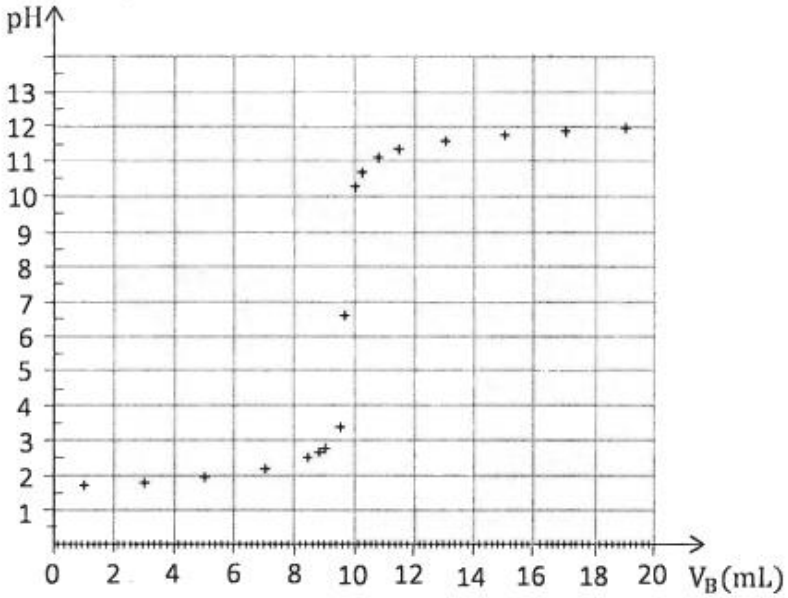
a) pH > 7 ; b) pH = 7 ; c) pH < 7

4) Une réaction de dosage :
   a) est totale, rapide, unique
   b) est lente et totale
   c) est réversible
5) On dose un acide AH par une base B. À l'équivalence :
   a) L'acide est la base ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques définies par les coefficients de la réaction ;
   b) La quantité de matière d'acide apporté est égale à la quantité de matière de base apportée ;
   c) Le pH est toujours égal à 7

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse dans chaque cas.

EXERCICE 7

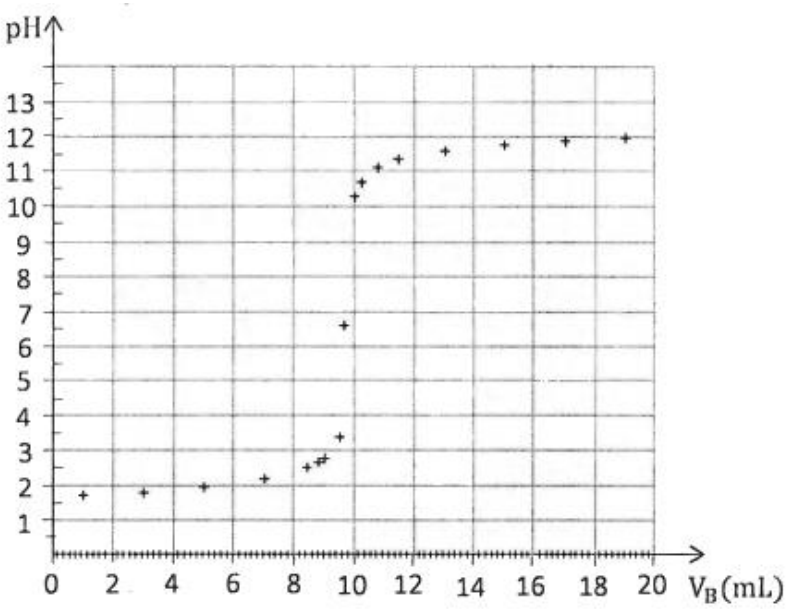
La courbe ci-dessous représente l'évolution du pH en fonction du volume de soude versé pour le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique.



1) On peut repérer l'équivalence à l'aide :
   a) De la valeur du coefficient directeur de la tangente à l'origine ;
   b) à l'aide de la méthode des tangentes ;
   c) à l'aide de la méthode de la moyenne.
2) Les coordonnées du point d'équivalence E de la courbe précédente sont :
   a) $pH_E = 7,0$; $V_{Be} = 9,8$ mL
   b) $pH_E = 8,0$; $V_{Be} = 9,8$ mL
   c) $pI1_E = 7,0$; $V_{Be} = 12$ mL

EXERCICE 8

La courbe ci-dessous représente l'évolution du pH en fonction du volume de soude versé lors du dosage acido-basique.



On dispose de trois indicateurs colorés dont on donne les caractéristiques ci-dessous.

Indicateurs colorés	Zone de virage
Phénolphtaléine	8,2 - 10
Hélianthine	3,1 -4,4
Bleu de bromothymol	6,0-7,6

Pour réaliser le même dosage avec un indicateur coloré, il faut utiliser :
   a) la phénolphtaléine
   b) l'hélianthine
   c) le Bleu de bromothymol (B.B.T)

Recopie la lettre correspondant à la bonne réponse.

EXERCICE 9

Pour chacune des propositions suivantes :

1) un groupe d'élève dose 10 mL d'une solution Sa d'un monoacide, de concentration inconnue, par 15 mL d'une solution Sb de soude de concentration Cb = 0,20 mol / L. La concentration de la solution dosée est :
   a) Ca = 0,13 mol/L;
   b) Ca = 0,30 mol/L;
   c) Ca = 0,3 mol/L
2) On réalise le dosage de l'acide éthanoïque par une solution aqueuse de soude. À l'équivalence, le pH du point d'équivalence est :
   a) Inférieur à 7 ;
   b) Supérieurà7;
   c) Égal à 7
3) Lors du dosage d'une solution d'ammoniac NH_3 par du l'acide chlorhydrique, à l'équivalence :
   a) la solution obtenue est une solution aqueuse de chlorure d'ammonium ;
   b) Le pH du mélange réactionnel est supérieur à 7 ;
   c) Le pH est égal au pk_a du couple NH_4^+/NH_3
4) Tu veux doser 10,0 mL d'une solution Sa d'acide, de concentration inconnue, par une solution S_b de soude de concentration C_b = 0,20 mol/L. Pour prélever les 10,0 mL de la solution S_a d'acide, on utilise :
   a) Une pipette graduée
   b) Une éprouvette graduée
   c) une pipette jaugée

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse dans chaque cas.

EXERCICE 10

Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe ajoute une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2}$ mol.L−1 dans V_A = 25 mL d'une solution d'acide éthanoïque contenant quelques gouttes de phtaléine. La phtaléine vire au rose lorsque qu'il verse est V_B = 20 mL de soude.

Tu es chargé de la rédaction

1) Précise le type de dosage utilisé. Schématise et annote le dispositif expérimental.
2) Écris l'équation-bilan de la réaction qui se produit.
3) Donne la nature du mélange obtenu à l'équivalence.
4) Calcule la concentration molaire de la solution d'acide éthanoïque.

EXERCICE 11

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves d'une classe de Tle D souhaite déterminer le degré d'acidité dans le vinaigre d'alcool. Le vinaigre d'alcool est une solution aqueuse d'acide éthanoïque. Le groupe prépare une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en dissolvant dans un volume V = 150 mL d'eau distillée, une masse m = 0,24 g de pastilles de soude. Le groupe prélève ensuite un volume Va = 20 mL d'une solution commerciale de vinaigre d'alcool diluée 100 fois qu'il dose avec la solution d'hydroxyde de sodium. Le professeur met à votre disposition les indicateurs colorés suivants

Indicateurs colorés	Zone de virage	Teintes (acide -base)
Hélianthine	3,1 - 4,4	Rouge - jaune
Rouge de méthyle	4,2 - 6,2	Rouge-jaune
Bleu de bromothymol	6,0 - 7,6	Jaune - bleu
Phénolphtaléine	8,2 - 10	Incolore - rose

L'équivalence acido-basique est obtenue lorsqu'on verse un volume V_B = 12,5 mL de la solution d'hydroxyde de sodium. Données : pKa = 4,8 pour le couple CH_3COOH/CH_3COO^-. La masse volumique du vinaigre d'alcool : ρ = 1020 g/L Le groupe rencontre des difficultés, donc sollicite ton aide.

1)
   1.1) Définis l'équivalence acido-basique.
   1.2) Justifie le choix de l'indicateur coloré utilisé pour ce dosage.
   1.3) Schématise le dispositif expérimental du dosage.
   1.4) Explique le mode opératoire de ce dosage.
2) Vérifie que la concentration C_B de la solution de soude préparée est égale à 4.10^{-2} mol/ L
3) Détermine :
   3.1) la concentration molaire de la solution du vinaigre d'alcool, dosée
   3.2) la concentration molaire de la solution commerciale de vinaigre d'alcool.
   3.3) Le degré d'acidité de vinaigre d'alcool.

EXERCICE 12

Ton ami te propose de faire l'étude d'un produit commercial qui, selon le fabriquant, contient essentiellement de l'ammoniac.

Il prélève 10mL de ce produit de concentration inconnue C_b qu'il dose par pH-métrie avec une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-1}$ mol.L^{-1}. Les mesures sont consignées dans le tableau ci-dessous.

Va(mL)	0	1	2	3	4	5	6	7	7,5	8	8,5	9,5	10	13	16	18
pH	11	10	9,7	9,4	9,2	9	8,7	8,4	8,0	5,3	2,5	2,1	2,0	1,7	1,5	1,4

Joint toi à lui pour réaliser cette étude.

Tu utiliseras au besoin l'échelle : 1cm ↔ 1mL ; 1,5 cm ↔ unité de pH

1) Tracé de la courbe pH = f (V_A).
   1.1) Fais un schéma annoté du dispositif expérimental.
   1.2) Trace la courbe pH = f (V_A)
   1.3) A partir de la courbe montre que l'ammoniac est une base faible.
2) Exploitation de la courbe pH = f (V_A).
   2.1) Détermine le point d'équivalence E.
   2.2) Déduis - en la valeur de la concentration molaire volumique de l'ammoniac C_B.
   2.3) Détermine les coordonnées du point de demi- équivalence et le pKa du couple NH_4^+ / NH_3.
   2.4) Donne la nature du mélange à l'équivalence. Justifie.
3) Calcule la concentration massique volumique en ammoniac en g/L en vue d'étiqueter le produit.

EXERCICE 13

Au cours d'une séance de travaux pratique, ton groupe est chargé de déterminer la masse d'acide ascorbique, de formule C6Hs06, présente dans un comprime de vitamine C500. Pour cela, le groupe dissout un comprimé dans 100mL d'eau distillée et dose ces 100mL par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 0{,}32\ mol.L^{-1}$. Les résultats des mesures pH-métriques sont donnés dans le tableau suivant, où V_b est le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versée.

V_b (mL)	1	3	4	5	6	7	8	8,5	9	9,5	10	11	13	15
pH	3,3	3,8	4,0	4,2	4,4	4,7	5,1	5,6	9,6	10,2	10,5	10,8	11,0	11,2

L'acide ascorbique est un monoacide faible et sera noté AH.

Données :

- Masses molaires moléculaires en g/mol :H : 1 ; C : 12 ; O : 16
- Zone de virage de quelques indicateurs colorés

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

Tu es désigné pour la rédaction du compte rendu.

Tu utiliseras au besoin l'échelle : 1cm ↔ 1mL et 1cm ↔ 1 unité de pH.

1)
   1.1) Précise la formule brute de la base conjuguée de l'acide ascorbique.
   1.2) Ecris l'équation chimique de la réaction qui se produit au cours du dosage.
2)
   2.1) Trace le graphe pH = f (V_b).
   2.2) Déduis du graphe :
   2.3) Les coordonnées du point d'équivalence. (V_{bE} ; pH_E).
   2.4) La valeur du pKa du couple acide ascorbique/base conjuguée.
3) Choisis l'indicateur coloré le plus adapté à ce dosage.
4) Détermine la masse (en milligramme) d'acide ascorbique contenu dans le comprimé.

EXERCICE 14

Un groupe d'élève se propose de déterminer la constance d'acidité du couple acide benzoïque/ion benzoate.

Il dose 10 cm^3 de solution d'acide benzoïque C_6H_5COOH de concentration inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $10^{-1}\ mol.L^{-1}$. Les variations du pH en fonction du volume V de soude versée sont :

V(cm^3)	0	1	2	3	5	6	8	9	9,5	9,8	9,9	10	10,1	11	12	14	16
PH	2,6	3,2	3.6	3,8	4 2	4 4	4.8	5,2	5,5	5,9	6,2	8,5	10,7	11,7	12	12,4	12,7

Données :

- Masses molaires (en g/mol) : H :1 ; N : 14 ; O : 16 ; C : 12.
- Zone de virage de quelques indicateurs colorés :
  - L'hélianthine (zone de virage 3,2 - 4,4)
  - La Phénolphtaléine (zone de virage 8-10)

Tu fais partie du groupe. Tu prendras au besoin l'échelle 1 cm ↔ 1 cm^3 et 1cm ↔ 1 unité de pH

1) Courbe pH = f (V)
   1.1) Trace la courbe pH = f (V).
   1.2) Détermine graphiquement le point d'équivalence.
2) Exploitation de la courbe pH = f (V)
   2.1) Ecris l'équation-bilan de la réaction
   2.2) Calcule la concentration de la solution d'acide benzoïque.
   2.3) Détermine graphiquement la valeur de la constante pKa du couple C_6H_5COOH / $C_6H_5COO^-$. Déduis - en la constante d'acidité K_a du couple.
3) Reporte les zones de virage des deux indicateurs colorés sur le graphe pH = f (V).
4) Identifie des deux l'indicateurs colorés que tu utiliserais- pour effectuer ce dosage. Justifie ta réponse.

EXERCICE 15

Au cours d'une séance de travaux pratiques, des élèves de terminale D reçoivent trois (03) solutions acides de même concentration $C_1 = C_2 = C_3 = C_a$.

- A_1 : Solution d'acide chlorhydrique
- A_2 : Solution d'acide méthanoïque
- A_3 : Solution d'acide éthanoïque

Leur professeur de physique - chimie leur demande de déterminer le pKa du couple présent dans la solution d'acide éthanoïque et la concentration molaire volumique C_a. A cet effet, les élèves réalisent les expériences suivantes :

Expérience 1 : détermination de la concentration molaire volumique C_a.

À un volume V_1 = 50 mL de la solution A_1 d'acide chlorhydrique, ils ajoutent un volume V_b = 50 mL d'une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5.10^{-3}$ mol.L^{-1}. La mesure du pH du mélange obtenu donne : pH = 2,6.

Expérience 2 : dosage de la solution d'acide éthanoïque Ils versent la solution A_3 progressivement la solution de soude précédente dans un volume V_3 = 20 mL de solution A_3 d'acide éthanoïque. Le tableau ci-dessous indique le pH du mélange en fonction du volume de soude versée

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

Tu es chargé de la rédaction du compte - rendu.

Données :

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

- dans la solution A_2 d'acide méthanoïque vaut $Ka_2 = 1,6.10^{-4}$;
- dans la solution A_3 d'acide éthanoïque vaut $Ka_3 = 1,6.10^{-5}$.

Nom de l'indicateur		Zone de virage	
Rouge de méthyle	Rouge	4,2-orange 5,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6 - vert -7,6	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	8,2- rose -10	Rouge

1) Expérience 1
   1.1) Écris l'équation-bilan de la réaction chimique.
   1.2) Détermine l'expression de la quantité de matière d'ions hydronium (H_3O^+) présents dans le mélange en fonction de C_a, V_1, C_b et V_b.
   1.3) Déduis - en l'expression de la concentration Ca en fonction de C_b ,V_b ,V_1 et de pH.
   1.4) Vérifie par le calcul que Ca = 10^{-2} mol.L^{-1}.
2) Expérience 2
   2.1) Écris l'équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque et la soude.
   2.2) Dis si les élèves se trouvent avant l'équivalence, à l'équivalence ou après l'équivalence, lorsqu'ils ont versé V_b = 40 mL. Justifie ta réponse.
   2.3) Pour V_b = 40 mL, fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.
   2.4) Détermine la concentration de chaque espèce chimique présente dans ledit mélange.
   2.5) Déduis - en le pKa du couple acide/base étudié.
   2.6) Cite les propriétés du mélange obtenu pour V_b = 20 mL. Justifie ta réponse.
   2.7) Identifie parmi les indicateurs colorés celui qui convient le mieux au dosage. Justifie ta réponse.
3) Comparaison de la force des acides méthanoïque et éthanoïque,
   3.1) Des deux acides (acide méthanoïque et acide éthanoïque) donne l'acide le plus fort. Justifie.
   3.2) Déduis - en une comparaison des pH des solutions A_2 et A_3.

<u>EXERCICE 16</u>

Au cours d'une séance de travaux pratiques, des élèves dose par pH-métrie 20 mL d'une solution aqueuse d'un monoacide carboxylique de formule générale HA, de concentration C_a inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b = 0,1 mol.L^{-1}. Ils notent les résultats suivants où V_b représente le volume

Vb (mL)	0	2	4	6	8	10	11	12	14	16	18	19	20	21	23	25	29
pH	2,6	3,2	3,6	3,8	4	4,2	4,2	4,3	4,5	4,7	5	5,3	8,2	11	11,5	11,6	11,8

Les élèves souhaitent identifier l'acide dosé. <u>Données</u> : Ka de quelques acides
Ceux - ci rencontrant des difficultés te sollicite.
Tu utiliseras au besoin l'échelle : 1 cm pour 2 mL et 1cm pour une unité de pH.

1) Ecris l'équation de la réaction chimique qui se produit.
2) Exploitation des résultats du dosage.
   2.1) Trace sur papier millimétré, la courbe pH = f (V_b).
   2.2) Détermine graphiquement le point d'équivalence E.
   2.3) Déduis-en la concentration molaire volumique C_a de la solution acide.
3) Identification de l'acide dosé.
   3.1) Trouve graphiquement la valeur du pKa du couple HA/A$^-$;
   3.2) Déduis - en la valeur de Ka.
   3.3) Identifie cet acide à l'aide du tableau ci-dessus.

4)

4.1) Montre de 3 façons que l'acide HA est faible.

4.2) Détermine la valeur limite du pH, si on continuait à ajouter la solution basique au-delà de V_b = 29 mL.

EXERCICE 17

Au cours d'une séance expérimentale, un groupe d'élèves dose par pH-métrie une solution d'acide chlorhydrique. Dans un bêcher contenant un volume V_a = 100 mL d'acide chlorhydrique, il verse, à l'aide d'une burette, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_b = 0,1 mol.L^{-1}. Le tableau ci-dessous indique pour différentes valeurs du volume V_b en mL de la solution de base versée, les valeurs correspondantes du pH.

Vb (mL)	0	1,5	3	5	7	7,5	8	8,5	8,7	9	9,3	9,5	10	10,5	11	13
pH	2,1	2,2	2,3	2,4	2,7	2,8	3,0	3,4	3,7	7,0	10,0	10,4	10,8	11,0	11,2	11,4

Il est demandé au groupe d'exploiter les résultats du dosage de façon à déterminer la concentration de l'acide chlorhydrique. Eprouvant des difficultés le groupe te sollicite.

Tu utiliseras au besoin l'échelle : 1 cm pour 1 mL et 1cm pour

Indicateurs colorés	Valeur du pH				
Hélianthine	Rouge	3,1	Orange	4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0	Vert	7,6	Bleu
Jaune d'alizarine	Jaune	6,0	Vert	7,6	Bleu

1) Construis la courbe pH = f (V_a) sur papier millimétré.
2) Détermine la concentration C_A, en mol.L−1, de la solution d'acide chlorhydrique utilisée.
3) Ecris l'équation-bilan de la réaction entre l'ion hydroxyde et l'acide chlorhydrique.
4) Cite parmi les indicateurs colorés donnés ci-dessus, ceux qui pourraient servir au dosage de l'acide. Indique dans ce cas comment tu peux repérer l'équivalence, repéré le volume équivalent.

EXERCICE 18

Sali, une élève de terminale D reçoit un flacon contenant une solution S_0, limpide. Son professeur de sciences physiques lui demande d'identifier cette solution. Elle procède aux tests suivants :

Test 1 : Elle fait tomber une goutte de solution So sur une flamme de bec bunsen : la flamme devient jaune
Test 2 : Elle verse quelques gouttes de sulfate de cuivre II dans un échantillon de S_0 ; elle observe la formation d'un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II.

1)
   1.1) Analyser les résultats du test 1 et du test 2.
   1.2) En déduire la nature de la solution S_0.
2) Koffi un autre élève de la même classe prélève V_0 = 5 mL de la solution S_0. Il la dilue cent (100) fois pour obtenir une solution S_1 de concentration molaire volumique C_1. Il mesure le pH de S_1 et trouve la valeur 12.

Matériel mis à la disposition de Koffi	
Agitateur magnétique	Eprouvettes graduées
Béchers : 100 mL ; 200 mL	Pissette + eau distillée
Fioles jaugées : 100mL ; 250 mL ; 500 mL	Pipettes : 5 mL ; 10 mL ; 20 mL
Verres à pied	

2.1) A partir de la liste de matériel ci-dessous, indiquer la liste des matériels nécessaires à Koffi pour préparer la solution S_1.

2.2) Proposer un mode opératoire à Koffi lui permettant de préparer la solution S_1.

2.3) S_1 est une solution de base forte.

2.3.1) Calculer la concentration molaire volumique C_1 de S_1

2.3.2) En déduire la concentration molaire volumique C_0 de S_0.

3) Dans le but de déterminer la concentration C_2 d'une solution S_2 d'acide méthanoïque. Koffi dose un volume V_2 = 10 mL de S_2, additionné de quelques gouttes de phénolphtaléine, par une solution S de soude de concentration C = 10^{-2} mol.L^{-1}. Quand l'indicateur coloré vire au rose, Koffi a versé un volume V_b = 20 ml_ de soude S,

3.1) La valeur du pH à l'équivalence montre que la solution est basique. Expliquer pourquoi le mélange est basique.

3.2) Déterminer la concentration molaire volumique C_2.

4) Sali se propose d'étudier la solution d'acide méthanoïque avant le dosage. Soit la solution initiale constituée uniquement d'acide méthanoïque de concentration C' = 10^{-2} mol.L^{-1} et de pH = 2,9.

4.1) Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.

4.2) Calculer la concentration molaire volumique de chaque espèce.

4.3) Déterminer le pKa du couple acide/base HCO_2H/HCO_2^-.