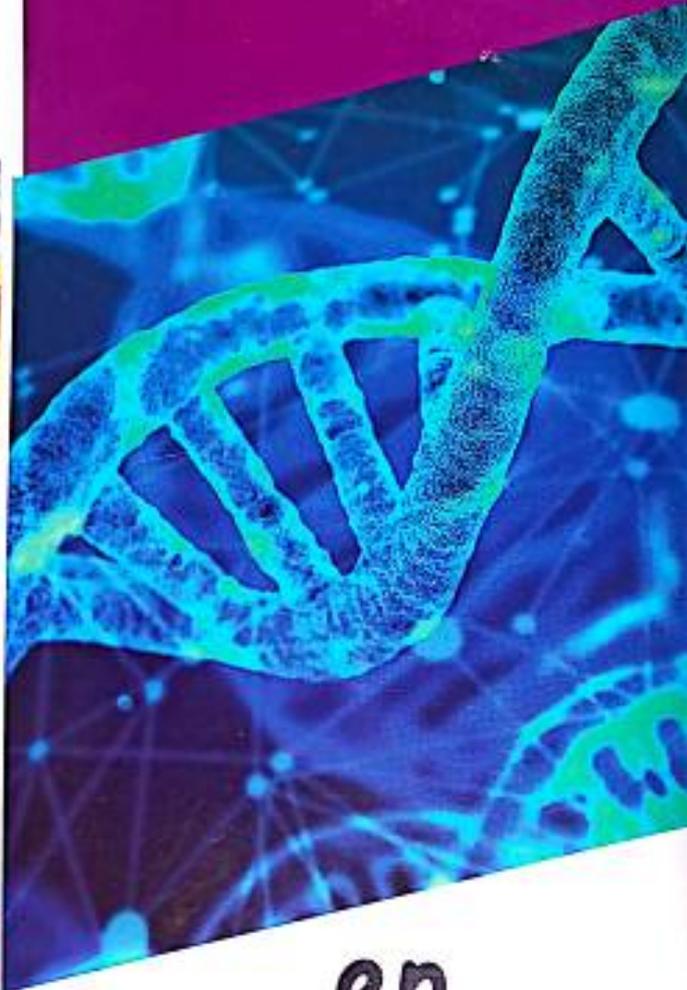
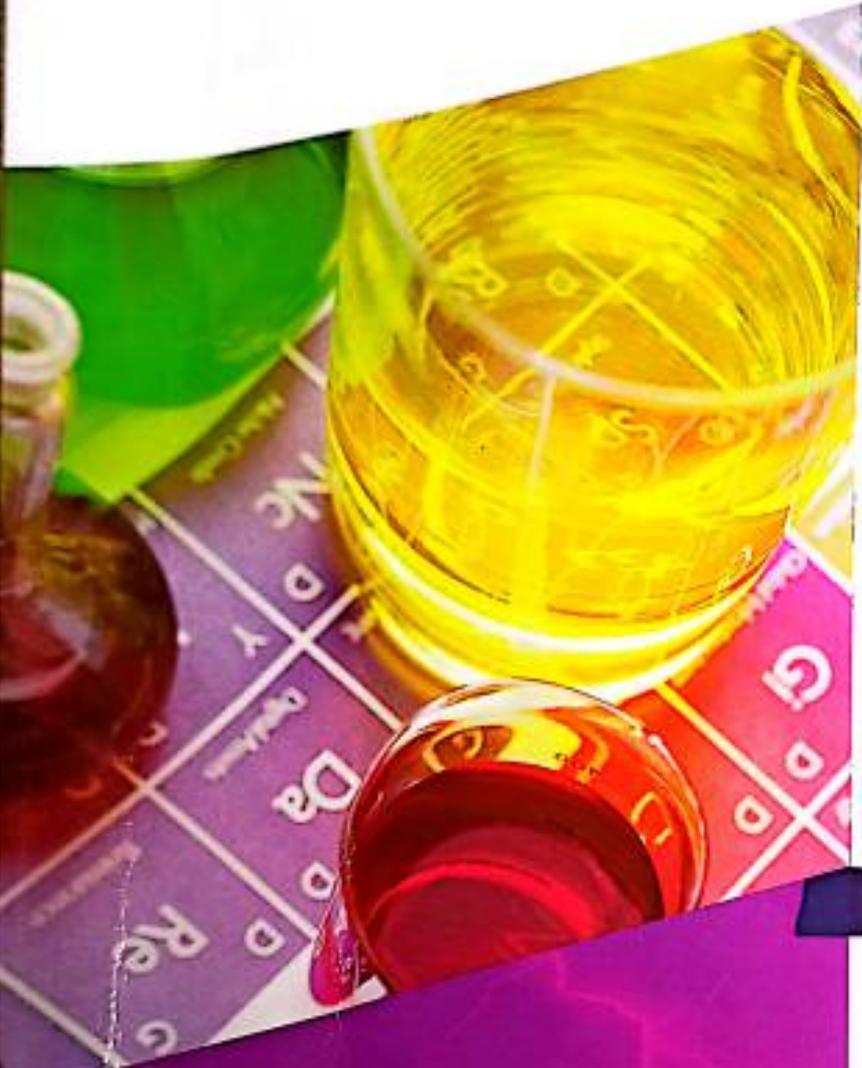


La Chimie

Collection "SUPERNOVA"



en

T
L
D

3 500 FCFA



LA CHIMIE EN

T^{le} D

CHERIF
KARAMO KO

Sous la supervision de
M. OHIE YAO
Inspecteur Général de l'Éducation Nationale

Nous adressons nos remerciements à tous les enseignants qui ont contribué de près ou de loin à la réalisation de ce manuel.

Toute représentation, traduction, adaptation ou reproduction, même partielle, par tous procédés, en tous pays, faite sans autorisation préalable est illicite et exposerait le concerné à des poursuites judiciaires.

Ref: loi du 11 mai 1957, alinéas 2 et 3 de l'article 41.

Une représentation ou reproduction sans autorisation de l'éditeur ou des auteurs constituerait une contrefaçon par les articles 425 et suivant du Code pénal.

MAQUETTE & MISE EN PAGE :

SERVICE INFOGRAPHIE DES ÉDITIONS SUPERNOVA

N'DRI N'GUESSAN ALEXANDRE

© Éditions SUPERNOVA 2023

ISBN : 978-2-37967-045-9

Dépot légal n° 19435 du 1^{er} Trimestre 2023 (Côte d'Ivoire)



www.editionssupernova.com

E-mail : info@editionssupernova.com

Contact : +225 057 457 9999

AVANT-PROPOS

Cet ouvrage de Chimie de la classe de terminale de la collection « SUPERNOVA » a pour titre « La Chimie en terminale D ». C'est un manuel, fruit d'un travail collectif d'Inspecteurs Généraux de l'Éducation Nationale, d'Inspecteurs de l'Enseignement Secondaire, d'Encadreurs Pédagogiques et de professeurs chevronnés.

Conforme au programme éducatif selon l'approche pédagogique (APC) en vigueur actuellement en Côte d'Ivoire et à ses objectifs, il entend mettre l'élève au centre du processus d'enseignement, d'apprentissage et d'évaluation.

L'ouvrage est constitué de douze (12) leçons réparties en deux thèmes. Chaque leçon est structurée autour de neuf (9) rubriques :

Tableau des habiletés et des contenus : c'est une rubrique qui présente les habiletés de la leçon à installer.

Notions essentielles : il s'agit des notions à retenir pour la leçon.

Situation d'apprentissage : la situation d'apprentissage introduit la leçon et lui donne un sens.

Activités : il s'agit d'un ensemble d'activités que l'élève est amené soit à réaliser, soit à suivre la réalisation afin d'aboutir aux notions essentielles ci-dessus mentionnées. Chaque activité se termine par un bilan ou un point suivi d'une activité d'application.

Résumé du cours : c'est un bref résumé de l'essentiel à retenir.

Méthodes : ici sont regroupées quelques méthodes de résolution d'exercices (procédés) ou des savoir-faire et savoir être au niveau des manipulations.

Exercices résolus : il s'agit d'exercices d'application portant sur les habiletés de la leçon, exercices corrigés et commentés.

Je m'exerce : cette rubrique regroupe des exercices d'application ou de fixation, des exercices de renforcement ou d'approfondissement et des situations d'évaluation.

Rendez-vous du curieux : il s'agit de textes, d'images en relation étroite avec la leçon et donnant des informations au-delà des contenus traités.

Les auteurs de ce manuel accueilleront avec bienveillance les observations et suggestions que chacun voudra leur faire afin de l'améliorer.

Les auteurs

PRÉSENTATION DU LIVRE

LEÇON 1 ADAPTATION D'UN GÉNÉRATEUR À UN RÉCEPTEUR

TABEAU DES HABILETÉS ET DES CONTENUS

HABILETÉS	CONTENUS
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur
Comprendre	Le montage d'un générateur et d'un récepteur

Notions essentielles
Il s'agit des notions essentielles à retenir pour la leçon.

- NOTIONS ESSENTIELLES**
- Trouver un générateur et un récepteur
 - Adaptation et montage
 - Montage et montage

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Pour monter le montage, il est possible de faire fonctionner un générateur et un récepteur en même temps. On doit être sûr de bien avoir une pile et un interrupteur.

Mettez le montage en marche. Le montage s'allume pendant un bref instant puis s'éteint.

Comment faire fonctionner le montage ? Les contacts du montage sont-ils bien connectés ?

Les contacts du montage sont-ils bien connectés ? Les contacts du montage sont-ils bien connectés ?

Les contacts du montage sont-ils bien connectés ? Les contacts du montage sont-ils bien connectés ?

Tableau des habiletés et des contenus
C'est une rubrique qui présente les habiletés de la leçon à évaluer.

Situation d'apprentissage
Cette situation d'apprentissage introduit la leçon et lui donne un sens.

ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 - DÉMONTAGE DES MONTAGES DE LA LEÇON ET DE RÉCEPTIONS

1. Démontez les différents appareils du montage de la leçon 1.

2. Classez les appareils dans un tableau à double entrée.

Document 1

Appareil	Montage	Réception
1. Générateur	1	1
2. Récepteur	2	2
3. Interrupteur	3	3
4. Pile	4	4

Document 2

1. Classez les appareils dans un tableau à double entrée.

2. Classez les appareils dans un tableau à double entrée.

3. Classez les appareils dans un tableau à double entrée.

4. Classez les appareils dans un tableau à double entrée.

Activités
Il s'agit d'un ensemble d'activités que l'élève est amené soit à réaliser, soit à suivre la réalisation afin d'aboutir aux notions essentielles ci-dessus mentionnées. Chaque activité se termine par un bilan ou un point suivi d'une activité d'application.

Résumé du cours
C'est un bref résumé de l'essentiel à retenir.

II. RÉSUMÉ DE COURS

Formes de montage

1. Le montage en série

2. Le montage en dérivation

3. Le montage en dérivation

4. Le montage en dérivation

5. Le montage en dérivation

6. Le montage en dérivation

7. Le montage en dérivation

8. Le montage en dérivation

9. Le montage en dérivation

10. Le montage en dérivation

Méthodes
Ici sont regroupées quelques méthodes de résolution d'exercices (procédés) ou des savoir-faire et savoir être au niveau des manipulations.

Exercices résolus
Il s'agit d'exercices d'application portant sur les habiletés de la leçon, exercices corrigés et commentés.

III. MÉTHODES

IV. EXERCICES RÉSOLUS

Document 1

1. Le montage en série

2. Le montage en dérivation

3. Le montage en dérivation

4. Le montage en dérivation

5. Le montage en dérivation

6. Le montage en dérivation

7. Le montage en dérivation

8. Le montage en dérivation

9. Le montage en dérivation

10. Le montage en dérivation

Je m'exerce
Cette rubrique regroupe des exercices d'application ou de fixation, des exercices de renforcement ou d'approfondissement et des situations d'évaluation.

VI. RENDEZ-VOUS DES CURIeux

Document 1

1. Le montage en série

2. Le montage en dérivation

3. Le montage en dérivation

4. Le montage en dérivation

5. Le montage en dérivation

6. Le montage en dérivation

7. Le montage en dérivation

8. Le montage en dérivation

9. Le montage en dérivation

10. Le montage en dérivation

Rendez-vous du curieux
Il s'agit de textes, d'images en relation étroite avec la leçon et donnant des informations au-delà des contenus traités.

SOMMAIRE

AVANT-PROPOS

THÈME 1 : CHIMIE ORGANIQUE

LEÇON 1 : LES ALCOOLS

7

LEÇON 2 : COMPOSÉS CARBONYLÉS : ALDÉHYDES ET CÉTONES

23

LEÇON 3 : LES AMINES

35

LEÇON 4 : ACIDES CARBOXYLIQUES ET DÉRIVÉS

47

LEÇON 5 : FABRICATION D'UN SAVON

65

LEÇON 6 : LES ACIDES α -AMINÉS

77

THÈME 2 : CHIMIE GÉNÉRALE

LEÇON 7 : SOLUTIONS AQUEUSES. NOTION DE pH

93

LEÇON 8 : ACIDE FORT-BASE FORTE

107

LEÇON 9 : ACIDE FAIBLE-BASE FAIBLE

121

LEÇON 10 : COUPLES ACIDE/BASE. CLASSIFICATION

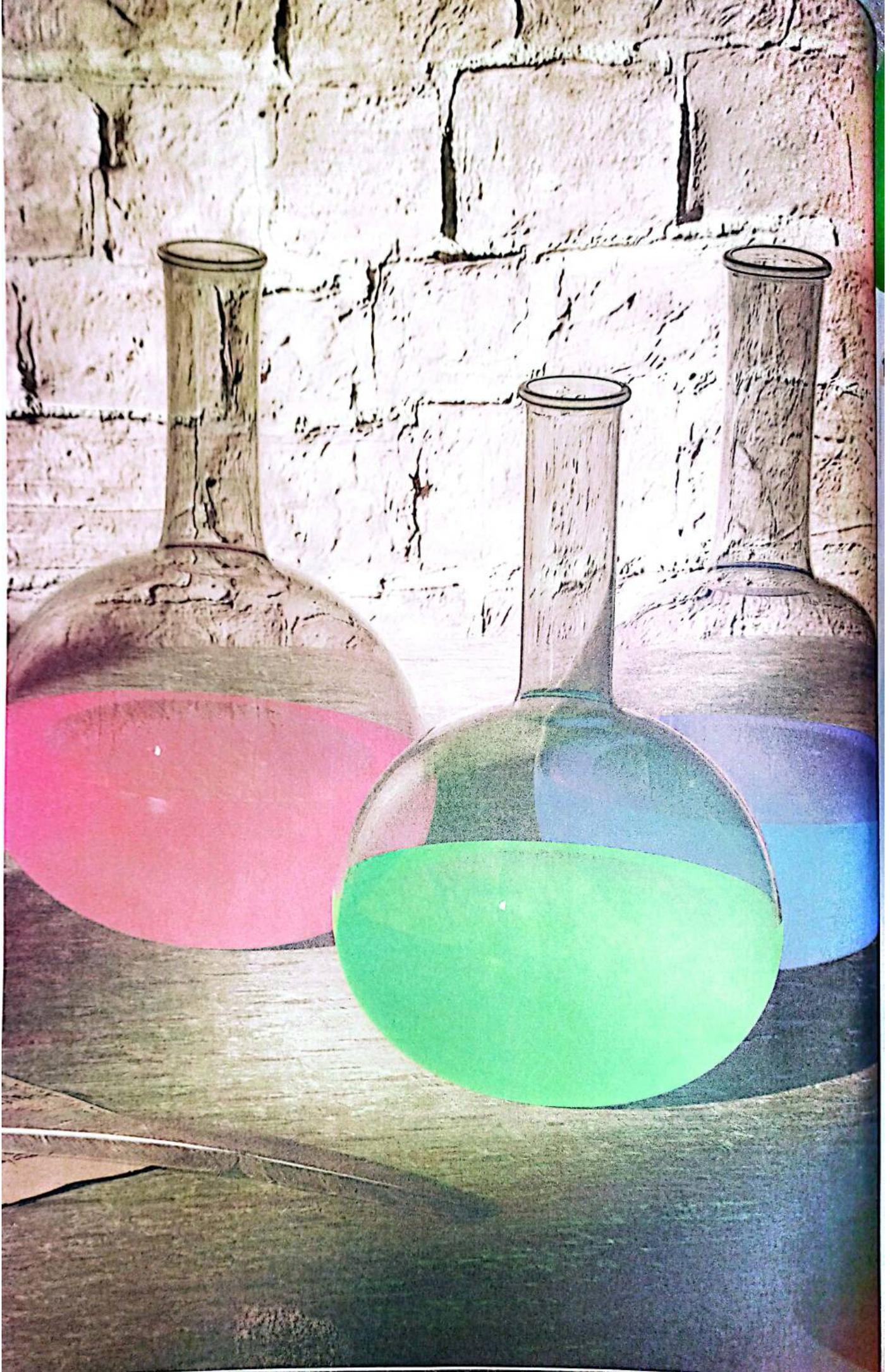
135

LEÇON 11 : RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES. SOLUTIONS TAMPONS

153

LEÇON 12 : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

173



LEÇON

1

LES ALCOOLS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS	
Définir	un alcool	
Connaître	- le groupe fonctionnel alcool ;	- la formule générale d'un alcool.
Identifier	- un alcool primaire ; - un alcool secondaire ;	- un alcool tertiaire.
Nommer	un alcool.	
Écrire	les formules semi-développées de quelques alcools.	
Indiquer	quelques méthodes de préparation d'un alcool.	
Écrire	les équations-bilans des réactions chimiques : - déshydratation intramoléculaire ; - déshydratation intermoléculaire ;	- réaction avec le sodium ; - combustion des alcools.
Connaître	les produits de l'oxydation ménagée : - d'un alcool primaire ;	- d'un alcool secondaire.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction chimique entre : - un alcool primaire et une solution oxydante ;	- un alcool secondaire et une solution oxydante.
Écrire	les formules semi-développées de quelques polyols (glycol et glycérol).	

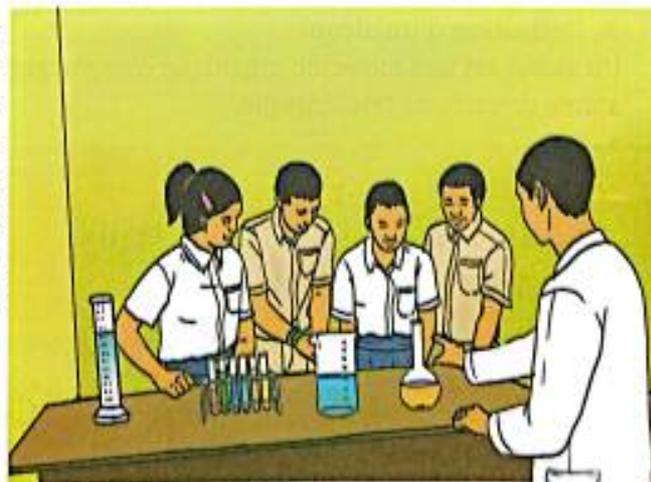
NOTIONS ESSENTIELLES

- Groupe fonctionnel d'un alcool
- Formule générale d'un alcool
- Déshydratation intramoléculaire des alcools
- Déshydratation intermoléculaire des alcools
- Oxydation ménagée des alcools
- Alcool primaire
- Alcool secondaire
- Alcool tertiaire

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de Terminale a appris, à travers un documentaire à la télévision, que les alcools constituent un groupe de composés particulièrement réactifs qui conduisent à des produits d'une grande diversité (alcoolate, esters, alcènes, aldéhydes, cétones, acides carboxyliques, nitrates ou phosphates d'alkyles etc...).

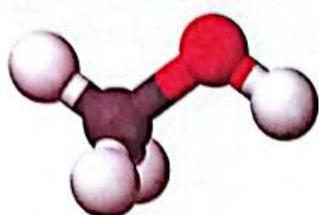
Très intéressé par cette information, de retour en classe, il informe ses camarades. Pour en savoir davantage, ensemble, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, ils décident de connaître la formule générale des alcools, d'indiquer quelques méthodes de préparation d'un alcool et d'écrire les équations-bilans de quelques réactions chimiques des alcools.



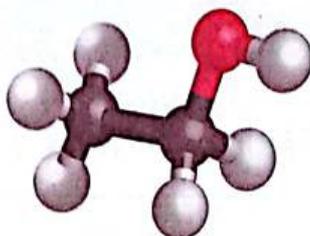
I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR UN ALCOOL

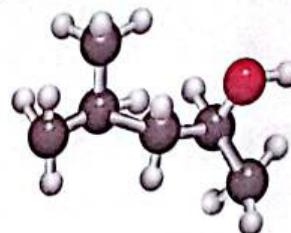
Le document 1 présente des modèles moléculaires de composés organiques oxygénés.



1-a



1-b



1-c

Document 1 : Modèles moléculaires de quelques composés oxygénés

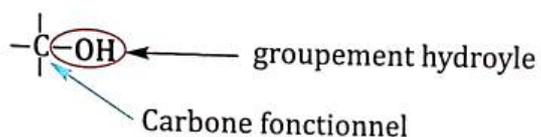
- 1- Donne le groupe caractéristique de ces composés.
- 2- Nomme le groupe caractéristique.
- 3- Écris la formule générale d'un alcool.
- 4- Définis un alcool.

Je fais le point de l'activité

1- Groupe caractéristique de ces composés

Tous ces composés comportent un groupe hydroxyle ($-OH$) lié à un atome de carbone tétraédrique. Ce sont des alcools.

Le groupe hydroxyle ($-OH$) est le groupe fonctionnel des alcools ; l'atome de carbone qui porte ce groupe est appelé carbone fonctionnel.



2- Formule générale des alcools

La formule générale d'un alcool correspondant à l'alcane de formule générale C_nH_{2n+2} est : $C_nH_{2n+1}-OH$ ou $R-OH$.

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

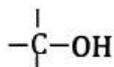
La formule brute générale des alcools saturés est donc : $C_nH_{2n+2}O$.

Remarque :

Cette formule ne convient plus lorsque la chaîne carbonée de l'alcool contient des cycles ou des insaturations (doubles liaisons ou triples liaisons carbone-carbone).

3- Définition d'un alcool

Un alcool est une molécule organique comportant un groupement hydroxyle ($-OH$) lié à un atome de carbone tétraédrique.



J'évalue mes acquis



- 1- Définis un alcool.
- 2- Donne la formule brute générale des alcools.

ACTIVITÉ 2 : IDENTIFIER LES TROIS CLASSES D'ALCOOL

Observe les formules semi-développées des divers alcools représentés ci-dessous :

a) Le méthanol : $\text{CH}_3\text{-OH}$

b) L'éthanol : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

c) Le propan-2-ol : $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{OH}}{\text{CH}}\text{-CH}_3$

d) Le 2-méthylpropan-2-ol : $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}\text{-CH}_3$

- 1- Indique pour chaque molécule, le nombre de groupes alkyles portés par le carbone fonctionnel.
- 2- Classe ces molécules en fonction du nombre de groupes alkyles portés par le carbone fonctionnel.

Je fais le point de l'activité

1- Nombre de groupes alkyles portés par le carbone fonctionnel

En observant les formules des divers alcools représentés, nous remarquons que le nombre de groupes alkyles portés par le carbone fonctionnel peut varier de 0 à 3 ; ainsi, il est de 0 pour le méthanol, 1 pour l'éthanol, 2 pour le propan-2-ol et 3 pour le 2-méthylpropan-2-ol.

2- Les classes d'alcool

La classe d'un alcool est définie en fonction du nombre de groupes alkyles, ou éventuellement du nombre de chaînes carbonées insaturées, portées par le carbone fonctionnel.

Ainsi, un alcool est dit :

- primaire, si le carbone fonctionnel est lié à un groupe alkyle ;
- secondaire, si le carbone fonctionnel est lié à deux groupes alkyles ;
- tertiaire, si le carbone fonctionnel est lié à trois groupes alkyles.

Les formules générales des trois classes d'alcools sont :

$\text{R-CH}_2\text{-OH}$	$\text{R-}\underset{\text{R}'}{\text{CH}}\text{-OH}$	$\text{R-}\overset{\text{R}'}{\underset{\text{R}''}{\text{C}}}\text{-OH}$
pour les alcools primaires	pour les alcools secondaires	pour les alcools tertiaires

J'évalue mes acquis



Donne la classe des alcools ci-dessous :

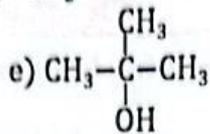
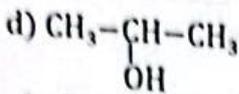
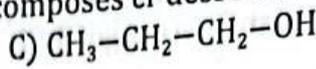
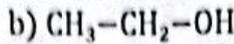
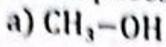
a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$

b) $\text{CH}_3\text{-}\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}\text{-OH}$

c) $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-OH}$

ACTIVITÉ 3 : NOMMER UN ALCOOL

Tu disposes des formules semi-développées de composés ci-dessous :



- Rappelle la règle de nomenclature des alcools vue en classe de première.
- Nomme chaque composé.

Je fais le point de l'activité

1- Règle de nomenclature des alcools

Le nom d'un alcool s'obtient en remplaçant le « e » final du nom de l'alcane correspondant par la terminaison « ol », suivie d'un indice indiquant la position du carbone fonctionnel dans la chaîne carbonée principale. La numérotation de cette chaîne principale, la plus longue contenant le carbone fonctionnel, doit donner à celui-ci le plus petit indice possible. Cette numérotation permet aussi de préciser la position des éventuelles ramifications des groupes alkyles.

2- Nom des composés

a) Méthanol

b) Éthanol

c) Propan-1-ol

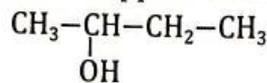
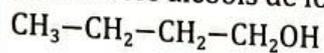
d) Propan-2-ol

e) 2-méthylpropan-2-ol

J'évalue mes acquis



Nomme les alcools de formules semi-développées ci-dessous.

**ACTIVITÉ 4 : ÉCRIRE LES FORMULES SEMI-DÉVELOPPÉES DE QUELQUES ALCOOLS**

Tu disposes des noms d'alcools ci-dessous :

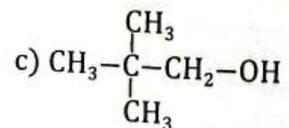
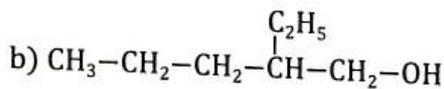
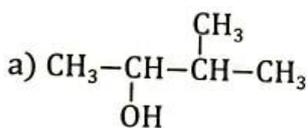
a) 3-méthylbutan-2-ol ;

b) 2-éthylpentan-1-ol ;

c) 2,2-diméthylpropan-1-ol.

Écris les formules semi-développées de ces alcools.

Je fais le point de l'activité



J'évalue mes acquis



Écris les formules semi-développées des composés ci-dessous.

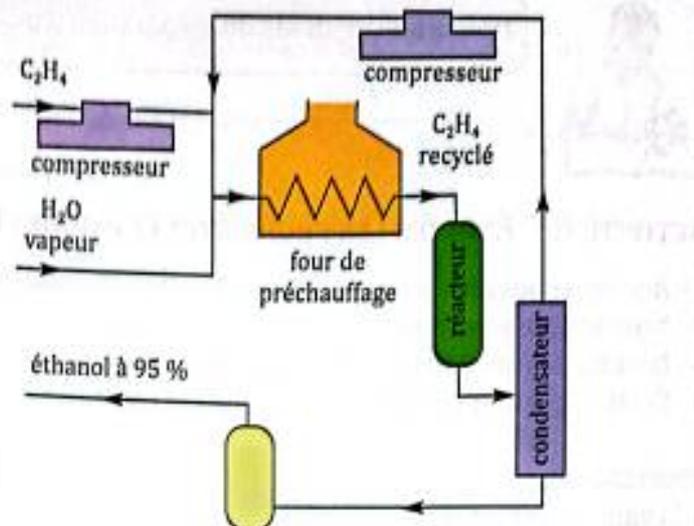
a) 3-méthylpentan-2-ol ;

b) 2,3-diméthylbutan-2-ol.

ACTIVITÉ 5 : INDIQUER QUELQUES MÉTHODES DE PRÉPARATION D'UN ALCOOL



2-a) Obtention de l'éthanol à partir de jus sucrés



2-b) Production industrielle d'éthanol à partir d'éthylène

Document 2 : Quelques méthodes de préparation de l'éthanol

Observe le document 2.

- 1- Indique les méthodes de préparation de l'éthanol.
- 2- Recherche d'autres méthodes de préparation des alcools.

Je fais le point de l'activité

1- Préparation de l'éthanol

- La fermentation est la plus ancienne méthode de fabrication de l'éthanol. Les jus de fruits contenant des sucres fermentescibles (fructose, glucose) fermentent naturellement. Dans le cas des céréales (mil, maïs ...) et des jus de canne à sucre, le glucose doit être libéré par hydrolyse avant d'être fermenté.

Les sucres fermentescibles sont des sucres qui se fermentent naturellement, ils contiennent le glucose ou le fructose. Exemples : jus d'ananas, vin de palme, lait de coco...

Les sucres non fermentescibles sont des sucres qui se fermentent par hydrolyse.

Exemples : saccharose (sucre), sucre contenu dans le mil, dans le maïs...

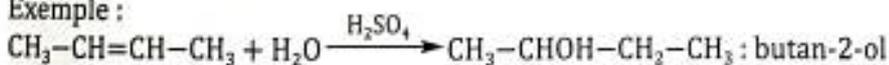
- L'hydratation de l'éthylène en présence d'acide sulfurique (H_2SO_4) comme catalyseur donne de l'éthanol.

2- Obtention des autres alcools

- Alcènes symétriques

Leur hydratation conduit à un seul alcool.

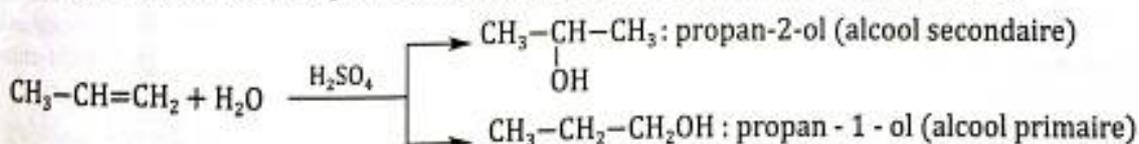
Exemple :



but-2-ène

- Alcènes dissymétriques ou asymétriques

Leur hydratation conduit préférentiellement à l'alcool de la classe la plus élevée.



Règle de Markownikov

Au cours de l'hydratation d'un alcène asymétrique, le groupement hydroxyle ($-OH$) se fixe préférentiellement sur le carbone le moins hydrogéné ou le plus substitué. L'alcool obtenu est majoritaire de classe supérieure.

J'évalue mes acquis



Donne une méthode de préparation d'un alcool.

ACTIVITÉ 6 : ÉTUDIER LES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES ALCOOLS

- 1- Réalise si possible les expériences décrites ci-dessous.
- 2- Note tes observations.
- 3- Nomme les produits des réactions chimiques qui ont lieu au cours de ces expériences.
- 4- Écris l'équation-bilan de chacune de ces réactions chimiques.

Expérience 1

De la vapeur d'éthanol passe sur de l'alumine à 350°C . Les gaz produits par la réaction barbotent dans un flacon contenant de l'eau pour éliminer les vapeurs d'eau et l'éthanol puis l'éthylène est recueilli dans un tube.

Expérience 2

Une déshydratation moins poussée que la précédente est possible. Dans des conditions expérimentales plus douces, on peut en partant de deux molécules d'éthanol, éliminer qu'une molécule d'eau au lieu de deux.

Expérience 3

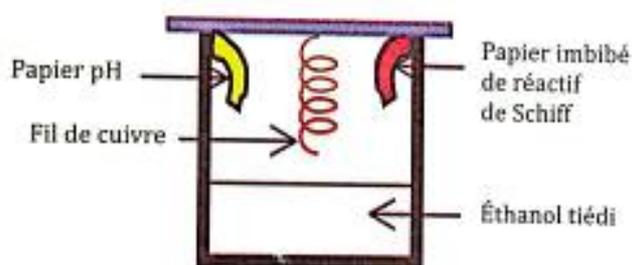
Fais réagir de l'éthanol avec un morceau de sodium avec beaucoup de précaution (le sodium réagit violemment avec l'eau). Tu observes un dégagement gazeux et un corps solide.

Expérience 4

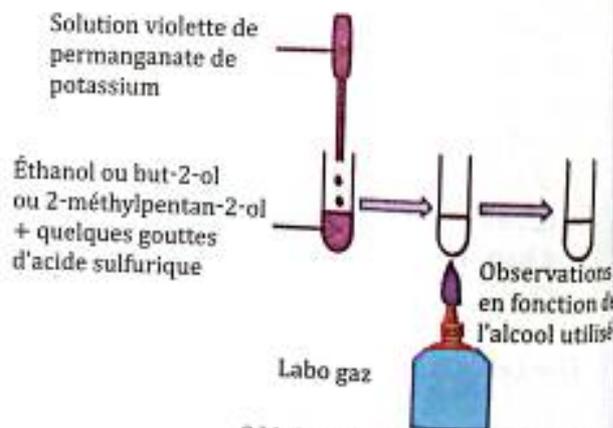
Effectue la combustion complète de l'éthanol dans le dioxygène de l'air. Il s'agit d'une réaction chimique déjà étudiée dans les classes précédentes.

Expérience 5

- Fais réagir de l'éthanol avec le dioxygène de l'air (document 3a), le cuivre servant de catalyseur.
- Fais réagir trois alcools de classes différentes avec une solution de permanganate de potassium ou une solution de dichromate de potassium (document 3b) en milieu acidifié.



3 a) Oxydation par le dioxygène de l'air



3 b) Oxydation par un oxydant fort

Document 3 : Oxydations ménagées des alcools

Je fais le point de l'activité

1- Expérience 1 : déshydratation intramoléculaire

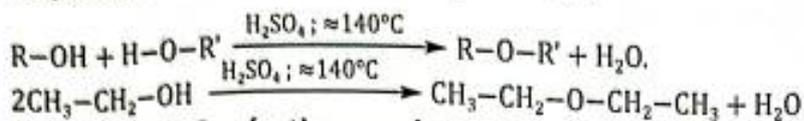
La vapeur d'éthanol passée sur l'alumine à 350° C conduit à l'éthylène après élimination de l'eau formée.

L'équation-bilan de la réaction chimique s'écrit : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \xrightarrow{\text{Al}_2\text{O}_3; \approx 350^\circ\text{C}} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

2- Expérience 2 : déshydratation intermoléculaire

Partant de deux molécules d'alcool, on obtient un éther oxyde après l'élimination de l'eau formée ; la déshydratation a donc lieu entre deux molécules d'alcool.

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

**3- Expérience 3 : réaction avec le sodium**

La réaction entre un alcool et le sodium est une réaction d'oxydoréduction résultant d'un transfert d'électrons du sodium vers l'alcool. On obtient un alcoolate de sodium et du dihydrogène.

L'équation-bilan de la réaction chimique s'écrit : $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{-OH} + \text{Na} \longrightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{-ONa} + \frac{1}{2}\text{H}_2$.

**4- Expérience 4 : combustion des alcools**

La combustion complète d'un alcool dans le dioxygène de l'air produit du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau H_2O . La réaction est exothermique. Son équation-bilan s'écrit :

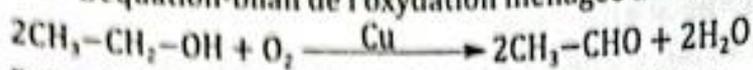


Avec l'éthanol, on a : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

5- Expérience 5 : oxydations ménagées des alcools

- Dans le document 3 a, on observe :
 - une incandescence du fil de cuivre servant de catalyseur, montrant qu'il y a une réaction exothermique entre l'éthanol et le dioxygène de l'air ;
 - une coloration rose du papier imbibé de réactif de Schiff, indiquant que l'éthanol réagit avec le dioxygène de l'air pour donner un aldéhyde, l'éthanal ;
 - une coloration jaune du papier pH, indiquant que la réaction chimique aboutit à de l'acide lorsqu'il y a excès de l'alcool ; avec l'éthanol en excès, il y a formation d'acide éthanoïque.
- Dans le document 3 b, on observe :
 - avec l'éthanol (alcool primaire), une solution de couleur violette (d'alcool et une solution de permanganate de potassium) qui se décolore après chauffage ;
 - avec le butan-2-ol (alcool secondaire), une solution de couleur violette (d'alcool et une solution de permanganate de potassium) qui se décolore après chauffage ;
 - avec 2-méthylpentan-2-ol (alcool tertiaire), une solution de couleur violette (d'alcool et une solution de permanganate de potassium) qui conserve sa couleur après chauffage.
- L'exploitation de ces deux expériences montre que les alcools primaires et les alcools secondaires réagissent soit avec le dioxygène, soit avec un oxydant fort comme le permanganate de potassium ou le dichromate de potassium. Cette oxydation est connue sous le nom d'oxydation ménagée. Dans le produit d'une oxydation ménagée, la chaîne carbonée se conserve.
- Quant aux alcools tertiaires, ils ne s'oxydent pas.

- L'équation-bilan de l'oxydation ménagée avec le dioxygène est

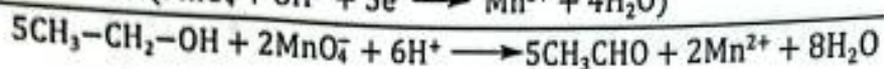
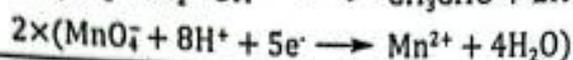


Remarque : l'oxydation peut être effectuée par déshydrogénation catalytique, en absence de dioxygène :

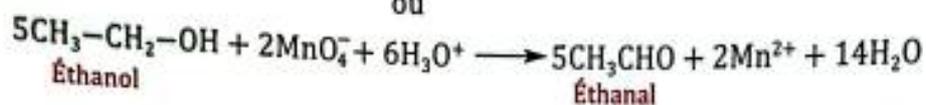


Les équations-bilans de ces réactions chimiques sont :

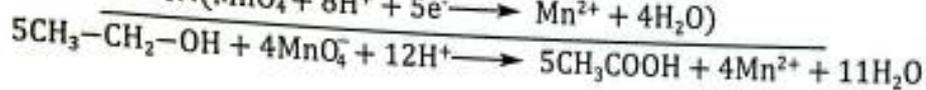
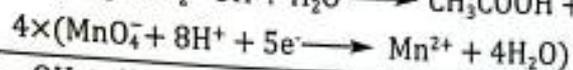
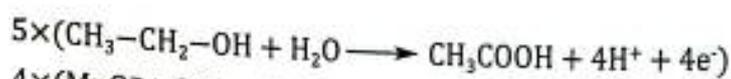
- l'éthanol avec l'ion permanganate en défaut ;



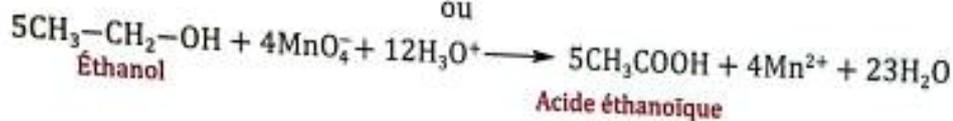
ou



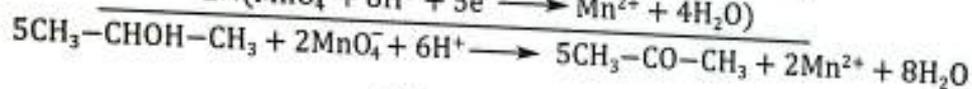
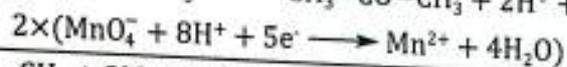
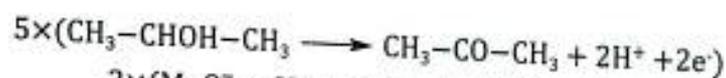
- l'éthanol avec l'ion permanganate en excès.



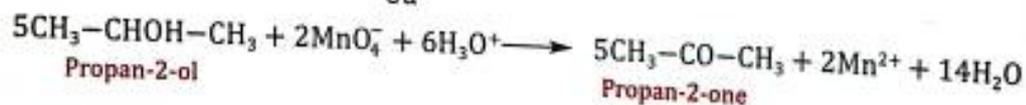
ou



- le propan-2-ol avec l'ion permanganate



ou



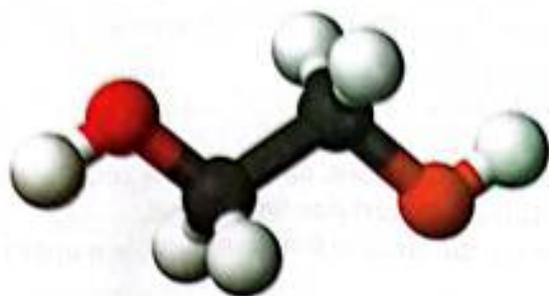
J'évalue mes acquis



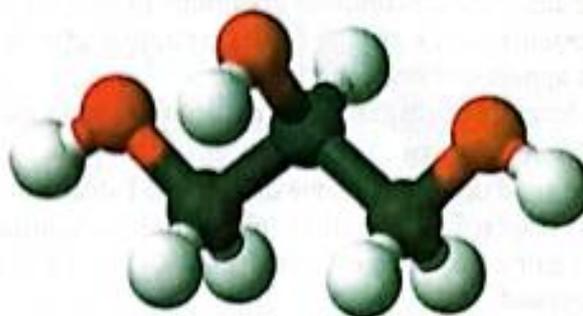
- 1- Écris l'équation-bilan des réactions chimiques suivantes :
 - 1.1- déshydratation intermoléculaire de l'éthanol en présence d'alumine ;
 - 1.2- déshydratation intramoléculaire du méthanol et de l'éthanol ;
 - 1.3- réaction du butan-1-ol avec le sodium ;
 - 1.4- combustion complète du propanol.
- 2- Indique le produit de l'oxydation ménagée du propanol lorsque l'oxydant est :
 - 2.1- en défaut ;
 - 2.2- en excès.

ACTIVITÉ 7 : ÉCRIRE LES FORMULES SEMI-DÉVELOPPÉES DE QUELQUES POLYOLS

Le document 4 présente les modèles moléculaires de deux alcools.



4-a : Modèle éclaté du glycol



4-b : Modèle éclaté du glycérol

Document 4 : Modèles moléculaires de deux polyols

- 1- Écris les formules semi-développées de ces molécules.
- 2- Indique leur particularité par rapport aux alcools que tu connais.
- 3- Donne un nom commun à ces genres de molécules d'alcool.

Je fais le point de l'activité**1- Formules semi-développées**

$\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$: éthan-1,2-diol ou glycol

$\text{HO}-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{OH}$: propan-1,2,3-triol ou glycérol

2- Particularité de ces molécules

Ces deux molécules possèdent chacune plusieurs groupes hydroxyle $-\text{OH}$.
Ce sont des polyols.

J'évalue mes acquis

1- Recopie la lettre qui correspond à la bonne réponse.

Les polyols sont un genre d'alcool qui possède :

- a) deux (2) groupes hydroxyle ;
- b) un (1) groupe hydroxyle ;
- c) plusieurs groupes hydroxyle.

2- Écris la formule semi-développée du glycol et celle du glycérol.

II- RÉSUMÉ DE COURS

• Définition

Un alcool est un composé organique possédant un groupe hydroxyle (-OH) lié à un atome de carbone tétraédrique. Le groupe (-OH) est appelé groupe fonctionnel. Le carbone portant le groupement est appelé carbone fonctionnel.

La formule brute générale des alcools saturés est $C_nH_{2n+2}O$.

• Nomenclature

Le nom d'un alcool dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée, dans lequel le suffixe est remplacé par le suffixe "ol". On précise le numéro de l'atome du carbone fonctionnel.

La chaîne carbonée est numérotée de façon à ce que l'atome du carbone fonctionnel ait le numéro le plus petit.

Lorsqu'il y a des ramifications dans la chaîne carbonée, les mêmes règles concernant les alcools s'appliquent.

• Les trois classes d'alcools

- Un alcool est dit primaire si le carbone fonctionnel est lié à un seul atome de carbone.
- Un alcool est dit secondaire si le carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone.
- Un alcool est dit tertiaire si le carbone fonctionnel est lié à trois atomes de carbone.

• Les polyalcools

Ce sont des composés possédant plusieurs groupes hydroxyles (-OH).

$HO-CH_2-CH_2-OH$: éthan-1,2-diol ou glycol.

$HO-CH_2-\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}-CH_2-OH$: propan-1, 2, 3-triol ou glycérol.

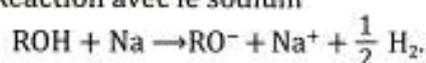
• Obtention des alcools

- L'éthanol est obtenu par fermentation des jus sucrés.
- Les alcools sont obtenus de façon générale par hydratation des alcènes.

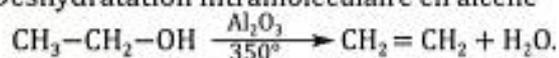
Lorsque l'alcène est symétrique, on obtient un seul alcool. Lorsqu'il est dissymétrique, on obtient des alcools différents. L'alcool ayant la plus grande classe se forme de façon majoritaire.

• Propriétés chimiques des alcools

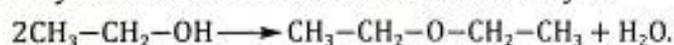
- Réaction avec le sodium



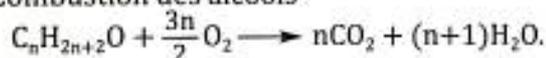
- Déshydratation intramoléculaire en alcène



- Déshydratation intermoléculaire en éther-oxyde



- Combustion des alcools



• Oxydation des alcools.

L'oxydation ménagée est une oxydation au cours de laquelle la chaîne carbonée n'est pas détruite.

- Alcool primaire $\xrightarrow{\text{oxydation}}$ aldéhyde $\xrightarrow{\text{oxydation}}$ acide carboxylique.

- Alcool secondaire $\xrightarrow{\text{oxydation}}$ cétone.

- Les alcools tertiaires ne s'oxydent pas.

III- MÉTHODES

- L'hydratation d'un alcène symétrique donne un seul alcool.
- L'hydratation d'un alcène dissymétrique donne deux alcools.
- Comment écrire l'équation-bilan d'une réaction d'oxydation ménagée d'un alcool ?
 - Déterminer les couples oxydant/réducteur en présence.
 - Écrire les demi-équations électroniques des couples en présence dans le sens de la réaction.
 - Multiplier ces demi-équations par les coefficients qu'il faut pour équilibrer le nombre d'atomes et de charges dans les demi-équations.
 - Additionner membre à membre les deux demi-équations.
 - Simplifier les termes apparaissant à la fois dans les deux membres.
 - Ajouter autant de molécules d'eau qu'il y a d'ions H^+ pour avoir des ions H_3O^+ ($H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$)

IV- EXERCICES RÉSOLUS

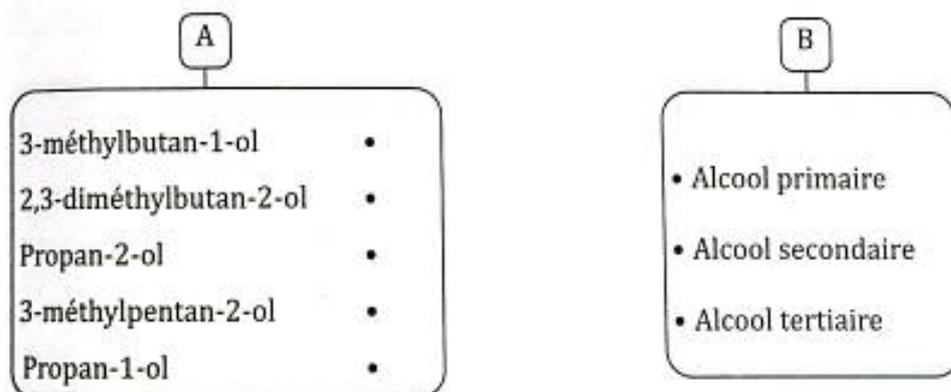
Exercice 1

Recopie chacune des affirmations ci-dessous, et écris V à la suite si l'affirmation est vraie ou F si elle est fausse.

- 1- La formule brute générale des alcools saturés est $C_nH_{2n+2}O$.
- 2- La formule brute du butan-1-ol est C_4H_8O .
- 3- L'hydratation d'un alcène dissymétrique conduit à la formation d'un seul type d'alcool.
- 4- L'hydratation de l'éthylène conduit à la formation de l'éthanol.

Exercice 2

Reproduis les diagrammes A et B et relie chaque alcool de A à sa classe dans B.



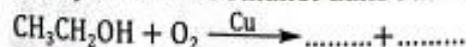
Exercice 3

Recopie puis complète les équations -bilans des réactions chimiques ci-dessous :

1- Réaction de l'éthanol avec le sodium.



2- Oxydation de l'éthanol dans l'air catalysé par le cuivre.



3- Déshydratation de l'éthanol à haute température.



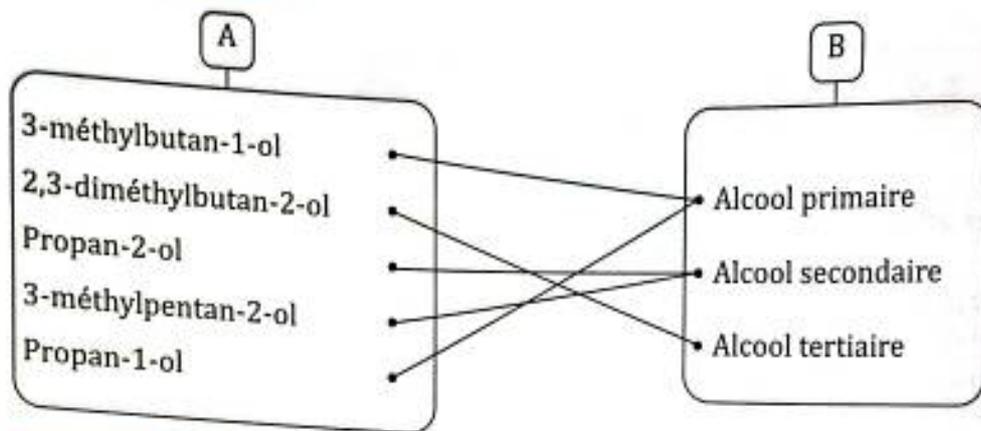
Résolution de l'exercice 1

- 1- La formule brute générale des alcools saturés est $C_nH_{2n+2}O$: V
- 2- La formule brute du butan-1-ol est $C_4H_{10}O$: F
- 3- L'hydratation d'un alcène dissymétrique conduit à la formation d'un seul type d'alcool : F
- 4- L'hydratation de l'éthylène conduit à la formation de l'éthanol : V

Commentaire :

Se référer aux activités 1 et 5.

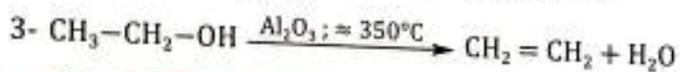
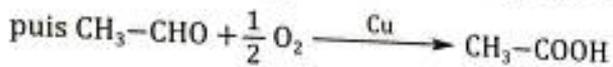
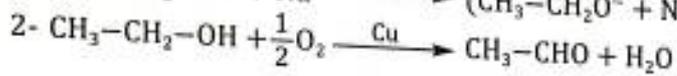
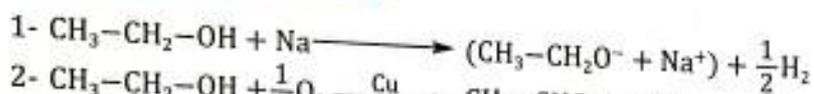
Résolution de l'exercice 2



Commentaire :

Connaître la classe d'un alcool à partir du nombre de carbones liés au carbone fonctionnel.

Résolution de l'exercice 3



Commentaire :

Se référer à l'activité 6.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 La déshydratation d'un alcool conduit au but-2-ène.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique.
- 2- Donne le nom de l'alcool.

2 Le permanganate de potassium, en milieu acide, oxyde le propan-1-ol en acide propanoïque. Données : couples : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}/\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ et $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.

- 1- Écris les demi-équations électroniques de chaque couple.
- 2- Dédus l'équation-bilan de la réaction d'oxydation.

3 Les alcools sont obtenus par plusieurs procédés.

- 1- Un alcool peut être obtenu par :
 - a) hydrogénation d'un alcène ;
 - b) hydratation d'un alcène ;
 - c) hydratation d'un alcyne.
- 2- La formule générale des alcools est :
 - a) $\text{C}_n\text{H}_{n+1}\text{O}$;
 - b) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{O}$;
 - c) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.
- 3- L'oxydation ménagée d'un alcool secondaire donne :
 - a) une cétone ;
 - b) un aldéhyde et un acide carboxylique ;
 - c) un acide carboxylique.

Recopie le numéro de chaque proposition ci-dessus, suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

4 Soit les alcools suivants :

- ① Éthanol ; ② Butan-2-ol ; ③ Méthylpropan-2-ol
④ Pentan-1-ol ; ⑤ Propan-2-ol.

- 1- Écris la formule semi-développée de chacun de ces alcools.
- 2- Dédus leur classe.

5 Écris le nom et la formule semi-développée du composé organique obtenu lors des réactions chimiques ci-dessous :

- l'oxydation ménagée du propan-1-ol par une solution de permanganate de potassium acidifié en défaut ;
- l'oxydation ménagée du propan-2-ol par une solution de dichromate de potassium acidifié en excès.

6 On réalise les expériences ci-dessous :

- déshydratation intramoléculaire de l'éthanol ;
- déshydratation intermoléculaire de l'éthanol.

- 1- Nomme les deux composés obtenus.
- 2- Écris les équations-bilans de ces réactions chimiques.

Exercice de renforcement/ Approfondissement

7 Un composé A a été obtenu par addition d'eau sur un alcène en présence d'acide sulfurique.

Donnée : masse molaire $M_A = 74$ g/mol.

- 1- Donne la fonction chimique de A.
- 2- Détermine sa formule brute.
- 3- Écris les formules semi-développées de tous les isomères de A et nomme-les.

8 Un alcool saturé X contient en masse 21,62 % d'oxygène.

- 1- Détermine la masse molaire de X.
- 2- Montre que la formule brute de X est $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

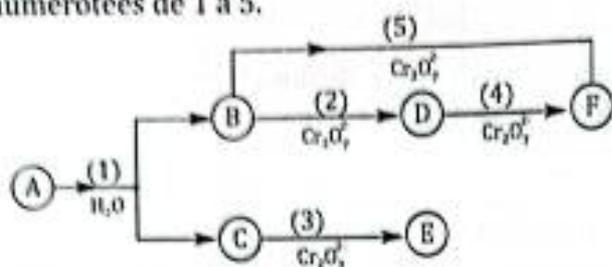
9 L'oxydation ménagée de certains alcools a permis d'obtenir les espèces chimiques suivantes :

① Méthanal ② Pentan-2-one

③ Acide méthylpropanoïque.

- 1- Définis une oxydation ménagée.
- 2- Écris la formule semi-développée de chacune de ces espèces chimiques.
- 3- Indique :
 - 3.1- la famille des molécules organiques à laquelle elle appartient ;
 - 3.2- la classe de l'alcool qui a permis d'obtenir chacune de ces espèces chimiques.
- 4- Précise si l'oxydant était en défaut ou en excès dans le cas d'un alcool primaire.

10 Tu disposes du schéma ci-dessous où A, B, C, D, E et F sont des composés organiques. Les réactions sont représentées par des flèches numérotées de 1 à 5.



Donnée : $M_A = 70 \text{ g/mol}$.

- A est un alcène de masse molaire moléculaire M_A .
 - Détermine la formule brute de A.
 - Donne les formules semi-développées et les noms des isomères ramifiés de A.
- B est le 3-méthylbutan-1-ol.
 - Écris sa formule semi-développée puis identifie le composé A.
 - Après analyse du schéma réactionnel :
 - détermine la formule semi-développée et le nom de chacun des composés organiques C, D, E et F ;
 - écrit l'équation-bilan de la réaction chimique 3.

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

- Donne les formules semi-développées du

- 2-méthylbutanal et du 3-méthylbutan-2-one.
- Écris le groupement fonctionnel.
- Donne le nom de la fonction chimique de A.
- Le 2-méthylbutanal est oxydé par des ions permanganate (MnO_4^-) en milieu acide : la solution devient incolore caractéristique des ions manganèse II (Mn^{2+}).
 - Nomme le produit formé au cours de la réaction chimique.
 - Écris l'équation-bilan de la réaction chimique.

12 La combustion complète dans le dioxygène d'un monoalcool saturé E de formule brute générale $C_nH_{2n+2}O$, a conduit à la formation d'un volume $V = 11,2 \text{ L}$ de dioxyde de carbone, mesuré dans des conditions où le volume molaire est $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$, et d'une masse $m = 10,8 \text{ g}$ d'eau.

- Écris l'équation-bilan de la combustion complète de E.
- Détermine la formule brute de E.
- Identifie E, obtenu majoritairement par hydratation du 3-méthylbut-1-ène.

Données : masses molaires atomiques en g/mol :
 $M_C = 12$; $M_H = 1$; $M_O = 16$.

Situations d'évaluation

13 Lors d'une séance de travaux dirigés dans une classe de terminale scientifique, le professeur de Physique-Chimie demande à ses élèves de déterminer la formule brute d'un composé organique B et d'écrire ses formules semi-développées. Ce composé organique B a pour formule générale $C_xH_yO_z$. L'analyse quantitative donne les pourcentages en masse de carbone et d'hydrogène.

Données :

- $\%C = 60 \%$; $\%H = 13,3 \%$;
- Masses molaires atomiques en g/mol :
 $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$;
- Masse molaire de B : $M = 60 \text{ g/mol}$.

Tu es désigné(e) pour répondre aux consignes.

- Détermine la formule brute du composé organique B.

- Écris les formules semi-développées de tous les isomères de B.
- Nomme ces isomères.

14 Lors d'une séance de travaux pratiques, votre professeur demande à ton groupe de travail de déterminer la nature d'un composé B' à partir d'une suite de réactions chimiques d'un composé X contenant 85,7 % de carbone et 14,3 % d'hydrogène. Pour ce faire, ton groupe réalise :

- l'hydratation de l'isomère ramifié du composé X qui donne deux produits A et B, A étant majoritaire ;

- l'oxydation ménagée de B avec une solution de dichromate de potassium en milieu acide, donne le composé B' qui prend une coloration rouge avec le papier pH.

Données :

- $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$
- Masse molaire moléculaire de X : $M = 56 \text{ g.mol}^{-1}$.

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Indique la famille du composé X.
- 2- Détermine :
 - 2.1- la formule brute de X ;
 - 2.2- la famille particulière de X ;
 - 2.3- les formules semi-développées des isomères de X.
- 3- Écris les deux équations-bilans des réactions chimiques qui conduisent respectivement aux produits A et B. Nomme A et B.
- 4- Détermine la nature de B' (famille, nom et formule semi-développée).

15 Lors d'une séance de travaux pratiques de chimie dans le laboratoire de leur établissement, un groupe d'élèves d'une classe de Terminale réalise, sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie, des expériences afin de

déterminer la fonction chimique, la formule semi-développée et le nom d'un composé organique C.

Expérience 1 : la combustion complète dans le dioxygène d'une mole d'un hydrocarbure A non cyclique, de formule brute C_nH_{2n} , produit 72 g d'eau.

Expérience 2 : l'hydratation de l'un des isomères de A, nommé B, ne donne qu'un seul produit B'.

Expérience 3 : le corps B' est oxydé en milieu acide par une solution de dichromate de potassium. Il se forme un seul produit C.

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

Tu es désigné(e) pour faire le rapport.

- 1- Écris l'équation-bilan de la combustion complète en fonction de n.
- 2- Détermine n.
- 3- Écris les formules semi-développées possibles des isomères de l'hydrocarbure A.
- 4- Donne :
 - 4.1- les noms et formules semi-développées de B et B' ;
 - 4.2- la fonction chimique, la formule semi-développée et le nom de C.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIUEUX

COMMENT L'ALCOOTEST FONCTIONNE-T-IL ?



« Contrôle ! Veuillez souffler dans le ballon, s'il vous plait » Tandis que vous vous acquittez de cette tâche, vous vous demandez peut-être comment ce ballon peut-il évaluer la quantité d'alcool contenue dans le sang ?

Celle-ci est proportionnelle, environ 2000 fois moins, à la quantité d'alcool contenue dans l'haleine. Or, il existe un produit orange qui vire au bleu-vert en présence d'alcool : le dichromate de potassium, un oxydant de couleur orange, qui réagit avec de l'alcool éthylique pour donner des ions chrome de couleur bleu-vert et de l'acide acétique. Cette réaction s'appelle une oxydo-réduction dont la coloration est liée à la quantité d'alcool de départ. Il suffit ainsi d'injecter une quantité définie de solution orangée dans un ballon et de mesurer sa couleur après que quelqu'un ait soufflé dedans. Une cellule photoélectrique s'en charge, la donnée recueillie est alors convertie directement en taux d'alcoolémie du sang qui s'affiche sur un cadran. Dans le ballon, du nitrate d'argent est ajouté pour accélérer la réaction. 90 secondes suffisent alors à oxyder l'alcool.

LEÇON

2

COMPOSÉS
CARBONYLÉS :
ALDÉHYDES ET CÉTONES

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Définir	un composé carbonyle.
Connaître	- le groupe carbonyle ; - les formules générales des aldéhydes et des cétones.
Identifier	- un aldéhyde ; - une cétone.
Nommer	- un aldéhyde ; - une cétone.
Écrire	les formules semi-développées de quelques aldéhydes et cétones.
Réaliser	les tests caractéristiques des aldéhydes et des cétones.
Connaître	la propriété chimique différenciant les aldéhydes des cétones.
Connaître	- le test commun aux aldéhydes et cétones ; - les tests spécifiques aux aldéhydes.
Écrire	- l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'ion diamine argent I et un aldéhyde ; - l'équation-bilan de la réaction chimique entre la liqueur de Fehling et un aldéhyde.

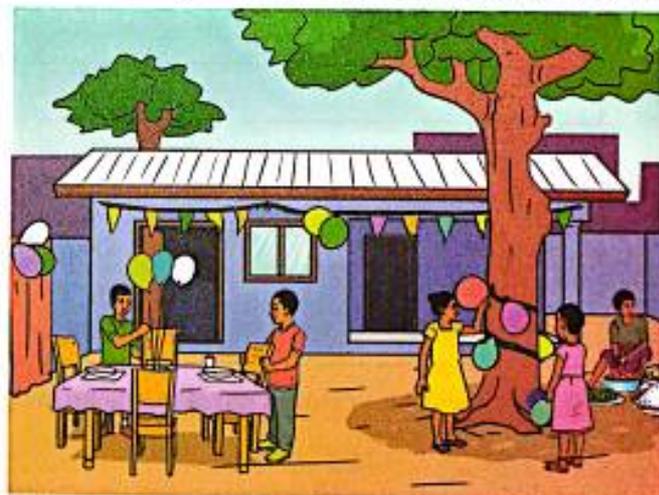
NOTIONS ESSENTIELLES

- Composés carbonylés
- Groupe carbonyle
- Test caractéristique commun aux aldéhydes et aux cétones
- Tests caractéristiques spécifiques aux aldéhydes
- Propriétés chimiques différenciant les aldéhydes des cétones

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors des préparatifs de son anniversaire au domicile familial, une élève de terminale D apprend de son grand frère étudiant en chimie alimentaire que la vanille qu'elle utilise pour confectionner ses petits gâteaux ainsi que les arômes artificiels ne sont rien d'autres que des aldéhydes et des cétones. Il poursuit en disant que ce sont des composés carbonylés qui possèdent des propriétés communes mais aussi des propriétés spécifiques. Émerveillée par cette information, elle la partage le lendemain avec ses camarades de classe.

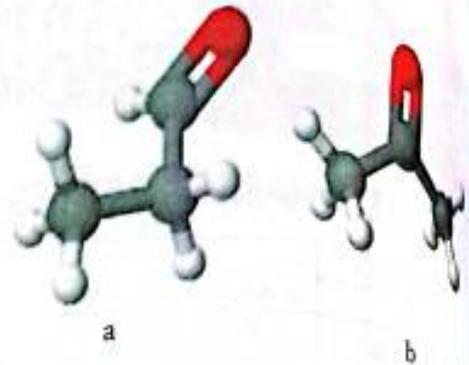
Pour en savoir davantage, ils décident ensemble, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, de connaître le groupe carbonyle, les formules générales des aldéhydes et des cétones et de les caractériser.



1- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR LES COMPOSÉS CARBONYLÉS

- 1- Indique le type de liaison chimique entre l'atome de carbone et l'atome d'oxygène dans les deux modèles moléculaires du document 1.
- 2- Écris la formule semi-développée de chacun de ces composés.
- 3- Indique ce que possèdent en commun les deux composés.
- 4- Définis un composé carbonyle.
- 5- Distingue un aldéhyde d'une cétone.



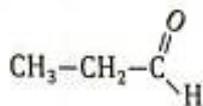
Document 1 : Modèle moléculaire d'un aldéhyde et d'une cétone

Je fais le point de l'activité

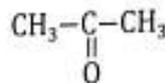
1- Le type de liaison chimique entre l'atome de carbone et l'atome d'oxygène

Les deux composés présentent un atome de carbone lié à un atome d'oxygène par une double liaison : ce qui donne le groupe C = O appelé groupe carbonyle.

2- Formules semi-développées des composés et caractéristique commune



Composé a



Composé b

Les deux composés possèdent un groupe carbonyle, mais on distingue que :

- dans le composé a, le groupe carbonyle est lié à un atome de carbone et à un atome d'hydrogène;
- dans le composé b, le groupe carbonyle est lié à deux atomes de carbone.

3- Définition d'un composé carbonyle

On appelle composé carbonyle, un corps composé qui possède le groupe carbonyle C = O.

Les deux composés a et b sont des composés carbonylés.

Le composé a dont le groupe carbonyle est lié à un atome de carbone et à un atome d'hydrogène est un aldéhyde, tandis que le composé b dont le groupe carbonyle est lié à deux atomes de carbone est une cétone.

Aldéhyde		Cétone	
$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}'$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$
Formule générale	Exemple	Formule générale	Exemple

Les aldéhydes et les cétones ont la même formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$.

J'évalue mes acquis



- 1- Définis un composé carbonyle.
- 2- Écris la formule du groupe carbonyle.
- 3- Écris la formule générale d'une cétone qui possède quatre (4) atomes de carbone.

ACTIVITÉ 2 : NOMMER LES ALDÉHYDES ET LES CÉTONES

- 1- Rappelle les règles de nomenclature des aldéhydes et des cétones.
- 2- Nomme les composés du document 1 de l'activité 1.

Je fais le point de l'activité

1- Les règles de nomenclature des aldéhydes et des cétones

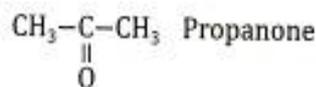
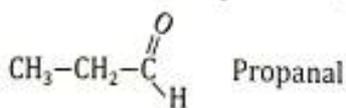
• Pour nommer un aldéhyde :

- on détermine la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe carbonyle qui est toujours situé en bout de chaîne ;
- on numérote les atomes de carbone en commençant par le carbone fonctionnel qui porte le numéro 1 ;
- on détermine le nom de l'alcane correspondant et on remplace le « e » final par le suffixe « al ».

• Pour nommer une cétone :

- on détermine la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe carbonyle ;
- on numérote les atomes de carbone de sorte que le carbone fonctionnel ait le plus petit indice ;
- on détermine le nom de l'alcane correspondant et on remplace le « e » final par le suffixe « one » en précisant si nécessaire, la position du carbone fonctionnel.

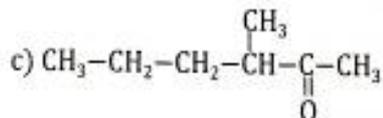
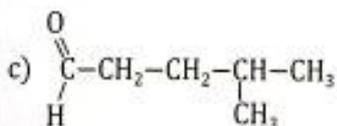
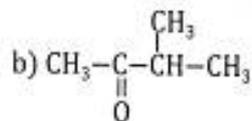
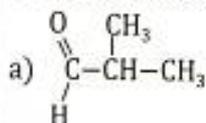
2- Nom des composés du document 1 de l'activité 1



J'évalue mes acquis



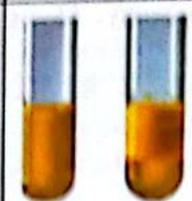
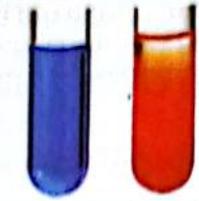
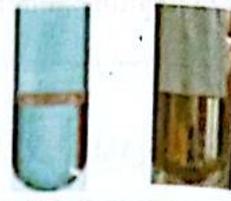
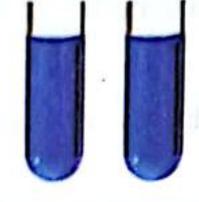
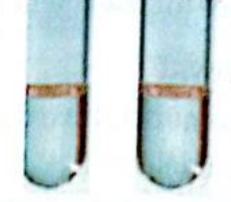
- 1- Nomme les composés organiques de formules semi-développées suivantes :



- 2- Écris les formules semi-développées des composés ci-dessous :

- a) 2-méthylbutanal ;
- b) 2-éthyl-2-méthylbutanal ,
- c) 3-méthylbutan-2-one ;
- d) 2,4-diméthylpentan-3-one.

ACTIVITÉ 3 : RÉALISER LES TESTS CARACTÉRISTIQUES DES ALDÉHYDES ET DES CÉTONES

	Ajout de 2,4-DNPH	Ajout de liqueur de Fehling	Ajout de réactif de Tollens	Ajout de réactif de Schiff
ALDÉHYDE				
CÉTONE				

Document 2 : Tests caractéristiques des aldéhydes et des cétones

Tu réalises les expériences représentées par le document 2.

- 1- Note tes observations dans un tableau en indiquant les tests positifs et les tests négatifs.
- 2- Indique le test commun aux aldéhydes et aux cétones.
- 3- Indique les tests spécifiques aux aldéhydes.
- 4- Établis l'équation-bilan de la réaction qui a lieu lors des tests à la liqueur de Fehling et au réactif de Tollens.

Je fais le point de l'activité

1- Observations

• Avec les aldéhydes

Réactifs	2,4-D.N.P.H	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Observations	Précipité jaune orangé	Précipité rouge brique	Miroir d'argent	Coloration rose violacée
Résultats	Positif	Positif	Positif	Positif

• Avec les cétones

Réactifs	2,4-D.N.P.H	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Observations	Précipité jaune orangé	Rien à signaler	Rien à signaler	Rien à signaler
Résultats	Positif	Négatif	Négatif	Négatif

2- Test commun aux aldéhydes et aux cétones

Les aldéhydes et les cétones donnent un précipité jaune orangé avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-D.N.P.H). Ce test positif pour les aldéhydes et les cétones est donc commun aux deux composés.

En effet, le test à la 2,4-D.N.P.H met en évidence le groupe carbonyle des composés carbonyles.

3- Tests spécifiques aux aldéhydes

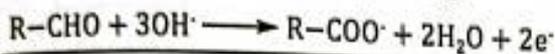
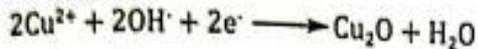
Le réactif de Schiff, la liqueur de Fehling et le réactif de Tollens ne réagissent qu'avec les aldéhydes : ce sont des tests spécifiques aux aldéhydes.

C'est la propriété réductrice des aldéhydes qui est mise en évidence à travers ces tests. Elle différencie les aldéhydes des cétones.

4- Équations-bilans des réactions chimiques

• Action de la liqueur de Fehling sur les aldéhydes

Il s'agit de la réaction entre les ions cuivre II (Cu^{2+}) contenu dans la liqueur de Fehling et l'aldéhyde :



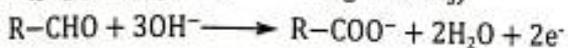
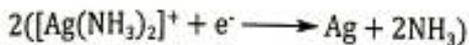
Le précipité rouge brique obtenu est l'oxyde de cuivre I (Cu_2O) issu de la réduction de l'ion cuivre II.

Remarque :

Cette réaction peut servir à la caractérisation et au dosage du sucre dans les urines (diabète).

• Action du réactif de Tollens sur les aldéhydes

Il s'agit de la réaction entre l'ion diamine argent I ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$) contenu dans le réactifs de Tollens et l'aldéhyde :



Le miroir d'argent obtenu est le métal argent issu de la réduction de l'ion diamine argent I.

Remarque :

Cette réaction a été utilisée pour la fabrication des miroirs.

J'évalue mes acquis

1- Cite :

- 1.1- le test commun aux aldéhydes et cétones ;
- 1.2- les tests spécifiques aux aldéhydes.

2- Donne les différentes observations faites pour :

- 2.1- le test commun aux aldéhydes et cétones ;
- 2.2- les tests spécifiques aux aldéhydes.

3- Donne la propriété chimique différenciant les aldéhydes des cétones.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Un composé carbonylé est un composé organique qui comporte un groupe carbonyle : $C=O$. Les aldéhydes et les cétones sont des composés carbonylés.

	Aldéhyde	cétone	
Formule générale	$R-C(=O)H$	Formule générale	$R-C(=O)R'$
Formule brute	$C_nH_{2n}O$ avec $n \geq 1$	Formule brute	$C_nH_{2n}O$ avec $n \geq 3$

Nomenclature

- Le nom d'un aldéhyde dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le "e" final de l'alcane par la terminaison "al". La chaîne carbonée se numérote toujours à partir du carbone du groupe fonctionnel.
- Le nom d'une cétone dérive de celui de l'alcane analogue, en remplaçant le "e" final par la terminaison "one" précédée de l'indice de position du carbone fonctionnel dans la chaîne principale. On numérote la chaîne principale de manière à attribuer le plus petit indice possible au carbone fonctionnel.

Tests caractéristiques des aldéhydes et cétones

Réactifs	Résultats		Remarque
	Aldéhyde	Cétone	
2,4-DNPH	Précipité jaune orangé	Précipité jaune orangé	Ce test est commun aux aldéhydes et aux cétones.
Réactif de Schiff	Coloration rose violacée	Aucune observation	Ces trois tests sont spécifiques aux aldéhydes.
Liqueur de Fehling	Précipité rouge brique	Aucune observation	
Réactif de Tollens	Miroir d'argent	Aucune observation	

- Propriété chimique différenciant les aldéhydes des cétones
Les aldéhydes sont des réducteurs contrairement aux cétones.

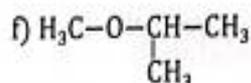
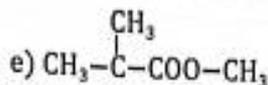
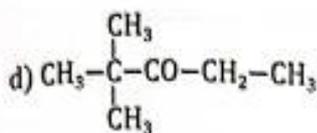
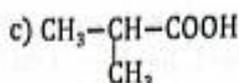
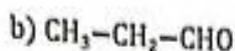
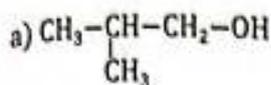
III- MÉTHODES

- Le groupe carbonyle dans le cas des aldéhydes se trouve toujours en bout de chaîne, c'est pourquoi le carbone fonctionnel aura toujours l'indice 1 lors de la nomenclature.
- Le groupe carbonyle dans le cas des cétones n'est jamais en bout de chaîne. L'indice 1 ne peut être attribué au carbone fonctionnel pendant la nomenclature.
- Se rappeler la règle de gamma pour écrire l'équation-bilan des réactions chimiques entre les aldéhydes et l'ion diamine agent I (réactif de Tollens) ainsi qu'avec les ions cuivre II (liqueur de Fehling). Les différents couples mis en jeu sont :
 - $[Ag(NH_3)_2]^+ / Ag$ et $R-COO^- / R-CHO$;
 - Cu^{2+} / Cu_2O et $R-COO^- / R-CHO$;
 L'aldéhyde est le réducteur le plus fort.

IV - EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

1- Relève les composés carbonylés parmi les formules semi-développées ci-dessous.



2- Relève parmi les composés organiques ci-dessous, ceux qui sont des composés carbonylés.

- méthylpropanal
- 2-méthylpentan-3-ol
- 4-méthylhexan-5-one
- éthanoate de méthyle
- propanone
- méthoxyéthane

Exercice 2

Un composé organique A réagit avec la 2,4-DNPH mais le réactif de Schiff est sans action sur ce composé.

Un autre composé B réagit avec la 2,4-DNPH et la liqueur de Fehling.

- Donne les fonctions chimiques de A et B.
- Dis ce que A et B ont en commun.
- Cite deux autres tests pour caractériser B.

Exercice 3

Établis l'équation-bilan de la réaction chimique en milieu basique entre ces différents couples ci-dessous.

- $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ / \text{Ag}$ et $\text{R}-\text{COO}^- / \text{R}-\text{CHO}$
- $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_2\text{O}$ et $\text{R}-\text{COO}^- / \text{R}-\text{CHO}$

Résolution de l'exercice 1

- b et d
- a ; c et e

Commentaire :

Les composés carbonylés sont les aldéhydes et les cétones.

Résolution de l'exercice 2

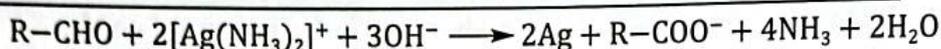
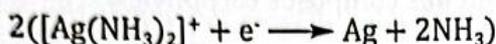
- 1- A est une cétone et B un aldéhyde.
- 2- A et B ont le groupe carbonyle en commun.
- 3- Les tests aux réactifs de Schiff et de Tollens.

Commentaire :

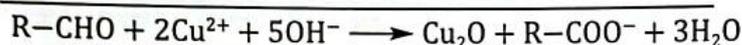
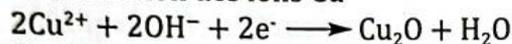
Le test à la 2,4-D.N.P.H met en évidence le groupe carbonyle des composés carbonylés.
Les tests aux réactifs de Tollens et à la liqueur de Fehling mettent en évidence le caractère réducteur des aldéhydes.
Le test au réactif de Schiff est spécifique aux aldéhydes.

Résolution de l'exercice 3

1- Réduction des ions $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$



2- Réduction des ions Cu^{2+}

**Commentaire :**

L'aldéhyde est le réducteur le plus fort.
Ce sont des réactions d'oxydo-réduction.

V- JE M'EXERCE*Exercices de fixation/ Application*

1 Voici une liste de noms de composés organiques :
acide éthanoïque ; méthanal ; butanone ;
méthanoate d'éthyle ; propanal ; 3-méthylhexan-
2-one ; 1,2-diméthylpentanal ; 3-méthylhexanal ;
4-méthylhexan-5-one.

Énumère :

- 1- les composés carbonylés ;
- 2- les aldéhydes ;
- 3- les cétones.

2 Reproduis le tableau ci-après et mets une croix dans la case « Vrai » si l'affirmation est vraie ou dans la case « Faux » si elle est fausse.

Affirmations	Vrai	Faux
Un composé carbonylé est caractérisé par le groupe carbonyle.		
Les aldéhydes et les cétones ont le groupe carbonyle en commun.		
Les composés carbonylés ont la même formule générale.		
Le carbone fonctionnel peut avoir le même indice dans la chaîne carbonée des aldéhydes et celle des cétones.		
L'oxydation ménagée des alcools primaires ou des alcools secondaires peut conduire à des composés carbonylés.		
Les aldéhydes sont des réducteurs.		

7. Cite le(s) test(s) permettant d'identifier :
 1- un composé carbonyle ;
 2- un aldéhyde.

8. Reproduis les diagrammes A et B et associe par un trait le numéro de chaque test du diagramme A à la lettre correspondant au résultat obtenu sur les composés carbonyles dans le diagramme B.

A	
2,4-DNPH	①
Réactif de Schiff	②
Liquueur de Fehling	③
Réactif de Tollens	④

B	
a) Le papier pH rougit.	
b) Miroir d'argent	
c) Précipité jaune orangé	
d) précipité rouge brique	
e) Coloration rose violacée	

9. Relie par un trait chaque composé carbonyle à son (ou ses) réactif(s) après avoir reproduit les ensembles.

Aldéhyde	•
Cétone	•

- 2,4-DNPH
- Réactif de Tollens
- Bleu de bromothymol (BBT)
- Liquueur de Fehling
- Réactif de Schiff

10. On considère un composé organique A de formule brute $C_5H_{10}O$.

- Écris toutes les formules semi-développées non cycliques de A.
- Nomme-les.
- Indique pour chaque isomère de même famille, les tests d'identification.

Exercices de renforcement / Approfondissement

11. On désire identifier la fonction chimique de trois composés A, B et C.

A réagit avec la 2,4-DNPH mais ne réagit pas avec la liquueur de Fehling.

B ne réagit ni avec la 2,4-DNPH ni avec le réactif de Schiff, mais rougit un papier pH.

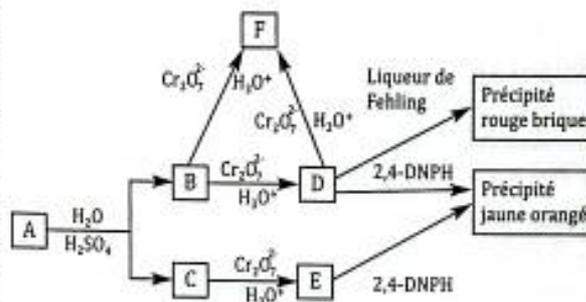
C réagit avec la 2,4-DNPH, la liquueur de Fehling et le réactif de Schiff.

- Donne les fonctions chimiques de A, B et C.
- Justifie ta réponse.
- Cite un autre test caractéristique du composé C.

12. Reproduis le tableau ci-dessous et complète-le en utilisant le signe (+) s'il y a réaction et le signe (-) dans le cas contraire.

	Aldéhyde	Cétone	Alcool primaire	Alcool secondaire	Alcool tertiaire
Solution de $KMnO_4$ acidifié					
2,4-DNPH	.				
Réactif de Schiff					
Liquueur de Fehling					
Réactif de Tollens					
Solution de $K_2Cr_2O_7$ acidifiée					

13. Dans l'organigramme ci-dessous, les réactifs utilisés sont notés sur les flèches.



A est un hydrocarbure insaturé, non cyclique, comportant cinq (5) atomes de carbone et une chaîne carbonée ramifiée.

Complète le tableau ci-dessous, après l'avoir reproduit.

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

10 On dispose de deux composés carbonyles de même formule brute et de masse molaire M . L'un noté X , est obtenu par oxydation ménagée du propan-2-ol ; l'autre, noté Y , est obtenu par oxydation ménagée avec un défaut d'oxydant.

Donnée : $M = 58 \text{ g/mol}$

- Écris la formule brute générale des composés carbonyles.
- Détermine la formule brute de X et de Y .
- Écris les formules semi-développées et les noms de X et Y .
- Dis ce qu'on observe, en le justifiant brièvement, lorsque X et Y sont soumis aux réactifs suivants :
 - 2,4-D.N.P.H en solution ;
 - liqueur de Fehling à chaud ;
 - ion diamine argent (I).

11 Tu disposes d'un composé A de formule brute C_2H_4O . Tu réalises les trois expériences suivantes :

- A donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-D.N.P.H) ;
- A donne un dépôt d'argent avec le nitrate d'argent ammoniacal ;
- par oxydation avec une solution de permanganate de potassium en milieu acide, B donne A et A donne l'acide éthanoïque.

- Donne les fonctions chimiques possibles de A . Justifie ta réponse.
- Donne les renseignements fournis par ces trois expériences.

3- Dédus des renseignements précédents, la formule semi-développée et le nom de A .

4- Écris :

- le nom et la formule semi-développée de l'alcool B qui a fourni A ;
- l'équation-bilan de la réaction de B avec l'ion permanganate ;
- l'équation-bilan de A avec le nitrate d'argent ammoniacal.

12 Ton professeur de Physique-Chimie traite à ébullition, une masse m d'un aldéhyde par un excès de liqueur de Fehling. Il obtient un précipité rouge brique Cu_2O de masse m' .

1- Donne la formule brute générale des aldéhydes en fonction de n (nombre d'atomes de carbone).

2- Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu. (On utilisera la formule brute de l'aldéhyde).

3- Détermine :

- la masse molaire M de l'aldéhyde ;
- la formule brute.

4- Écris sa formule semi-développée et son nom.

Données :

- masses molaires atomiques en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$:
 $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$;
 $M(Cu) = 63,5$
- Couple : Cu^{2+}/Cu_2O
- $m = 1,45 \text{ g}$; $m' = 3,575 \text{ g}$

Situations d'évaluation

13 Au cours d'une séance de Travaux Pratiques dans votre classe, votre professeur de Physique-Chimie vous demande d'identifier deux composés carbonyles liquides isomères à chaîne non ramifiée A et B , de formule brute $C_xH_yO_z$.

Les expériences réalisées ont donné les résultats suivants :

- la combustion d'une masse m_A de A donne une masse m_1 de dioxyde de carbone et une masse m_2 d'eau ;
- A et B donnent un précipité jaune orangé par réaction avec la 2,4-D.N.P.H ;
- A donne un précipité rouge brique par réaction avec la liqueur de Fehling ce qui n'est pas le cas avec B .

Données : $m_A = 1 \text{ g}$; $m_1 = 2,45 \text{ g}$; $m_2 = 1 \text{ g}$;
 $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_H = 1 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$;

Couple Cu^{2+}/Cu_2O

1- Donne :

- la définition d'un composé carbonyle ;
- la formule générale des composés carbonyles ;
- la fonction chimique de A et B ;
- le nombre d'atomes d'oxygène z dans A et dans B .

2- Écris :

- la masse molaire moléculaire M_A de A en fonction de x et y ;
- l'équation-bilan de la réaction de combustion complète dans le dioxygène.

3- Montre que sa formule brute est C_4H_8O .

4- Écris les formules semi-développées et les noms de A et B .

14 Lors d'un rangement de matériel au laboratoire de ton établissement, en compagnie du professeur, un élève de la terminale D découvre un flacon contenant un liquide. Le professeur lui dit que ce flacon contient un composé oxygéné qu'on peut obtenir par oxydation. L'élève veut vérifier l'information. Pour l'aider, le professeur met à sa disposition un hydrocarbure A insaturé de formule brute C_xH_y , dont on connaît le pourcentage massique en carbone et les résultats des expériences réalisées avec A.

- L'hydratation de l'un des isomères à chaîne carbonée ramifiée de A conduit à deux produits B et B'.
- L'oxydation ménagée de B par une solution de dichromate de potassium en milieu acide donne un produit C qui précipite avec la 2, 4-DNPH et réagit avec le réactif de Tollens puis un composé E.
- L'oxydation ménagée de B' par une solution de dichromate de potassium en milieu acide donne un produit D qui précipite avec la 2, 4-DNPH mais ne réagit pas avec le réactif de Schiff.

Données : $M(A) = 70 \text{ g/mol}$; $\% C = 85,7 \%$;

L'hydrocarbure A est insaturé

Tu es invité(e) à répondre aux consignes ci-dessous.

- 1- Donne :
 - 1.1- les formules générales des alcènes, des alcools, des aldéhydes, cétones et des acides carboxyliques ;
 - 1.2- la définition d'une oxydation ménagée.
- 2- Montre que la formule brute de A est C_5H_{10} .
- 3- Écris les formules semi-développées et les noms des différents isomères ramifiés de A.
- 4- Écris :
 - 4.1- les noms des fonctions chimiques des composés B, B', C, D et E ;
 - 4.2- les formules semi-développées et les noms des composés A, B, B', C, D et E ;
 - 4.3- l'équation-bilan de la réaction entre C et le réactif de Tollens.

15 À l'occasion d'un concours organisé par le club scientifique de leur établissement, un groupe d'élèves de la Terminale D doit identifier un composé organique B et écrire l'équation-bilan de l'oxydation ménagée du composé X par une solution de dichromate de potassium en milieu acide qui a permis de l'obtenir. Les élèves disposent des informations suivantes :

- B ne contient que du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène ;
- B réagit avec la 2,4-DNPH et est sans action sur le réactif de Schiff ;

Le groupe a choisi d'écrire l'équation-bilan de l'oxydation ménagée par une solution de dichromate de potassium en milieu acide du composé X qui peut donner B.

Tu es le rapporteur du groupe.

Données : $\%H = 11,1 \%$; $\%O = 22 \%$;

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

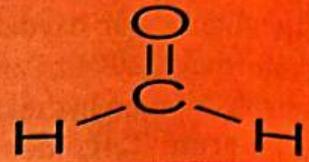
$M(O) = 16 \text{ g/mol}$;

$M(B) = 72 \text{ g/mol}$.

- 1- Cite :
 - 1.1- les tests spécifiques aux aldéhydes ;
 - 1.2- le test commun aux aldéhydes et cétones.
- 2- Détermine la formule brute du composé B.
- 3- Donne :
 - 3.1- la fonction chimique de B ;
 - 3.2- la formule semi-développée et le nom de B.
 - 3.3- la formule semi-développée et le nom du composé X.
- 4- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique d'obtention du composé B.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

LE MÉTHANAL OU FORMOL



Interdiction du Formol

Le formol est un composé organique de la famille des aldéhydes de formule CH_2O . Ce composé organique porte différents noms : le méthanal, formaldéhyde ou aldéhyde formique ou encore le formol désigné sous forme de solution aqueuse. C'est sous cette forme qu'il est le plus utilisé car très facilement soluble dans l'eau. Pourquoi l'interdiction du formol ou pourquoi est-il dangereux ?

À température ambiante, le formaldéhyde est un gaz inflammable. Dans la nature, on retrouve le formaldéhyde dans la fumée de cigarette, les feux de forêts, les pots d'échappements, mais il est également produit dans les organismes vivants (humains y compris). L'action des rayons UV sur l'atmosphère terrestre produit aussi du formaldéhyde.

1- Utilisation du formol

Synthétisé à la fin du 19^{ème} siècle, le formol est depuis, très utilisé dans l'industrie notamment comme désinfectant. Le formol est aussi utilisé comme fixateur et conservateur de cadavres et entre très souvent dans la production de produits chimiques. Ainsi, le formol a pu servir de conservateur alimentaire, ainsi qu'à fabriquer des produits ménagers et cosmétiques. Il est aussi utilisé dans la fabrication de matériel médical et paramédical ou encore pour embaumer les corps en attente d'un enterrement. Associé à d'autres produits chimiques, tel que le phénol ou la mélamine, le méthanal ou le formol, peut permettre de fabriquer des explosifs, des mousses synthétiques ou encore de la peinture.

2-Interdiction du formol : Les dangers du Formol

Le formaldéhyde est un composé organique classé cancérigène depuis 2004 pour le cancer du nasopharynx par le Centre International de Recherche sur le Cancer. Le formol ou formaldéhyde est, selon les études, très dangereux pour la santé. Par exemple, l'Agence Française de Sécurité Sanitaire de l'Environnement et du Travail (Afsset) estime que l'exposition au-delà d'un certain seuil ($0,25 \text{ mg/m}^3$ sur 8 heures) peut causer de graves troubles physiques pouvant aller jusqu'au développement de cancers. Ainsi, le formol entraîne un risque d'irritation oculaire, une exposition élevée peut entraîner des irritations plus graves des voies respiratoires et des expositions répétées à des pics peuvent conduire à un risque de cancer.

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

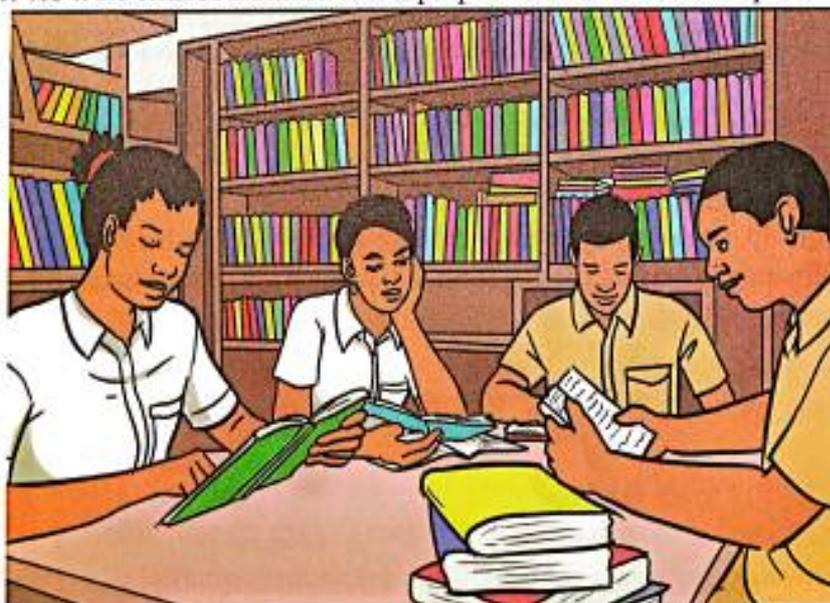
HABILITÉS	CONTENUS
Définir	une amine.
Connaitre	la formule générale d'une amine.
Nommer	- une amine primaire. - une amine secondaire. - une amine tertiaire.
Identifier	- une amine primaire. - une amine secondaire. - une amine tertiaire.
Expliquer	le caractère basique des amines.
Montrer	le caractère nucléophile des amines.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Caractère basique des amines
- Caractère nucléophile

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors d'une recherche en salle du Centre de Documentation et d'Information (CDI) au sein de leur établissement, des élèves de Terminale D découvrent l'information suivante : « La putréfaction des poissons produit une amine : la triméthylamine. Son odeur permet de dire que le poisson n'est pas frais ». Ils veulent en savoir davantage. De retour en classe, ils informent leurs camarades. Ensemble, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, ils décident de connaître la formule générale des amines, d'identifier les trois classes d'amine et d'expliquer leur caractère basique.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : RAPPELER LA STRUCTURE ÉLECTRONIQUE DE L'ATOME D'AZOTE

L'atome d'azote a pour numéro atomique $Z = 7$.

- 1- Écris la formule électronique de l'atome d'azote.
- 2- Établis la représentation de Lewis de l'atome d'azote.
- 3- Dédus le nombre d'électrons que l'atome d'azote doit acquérir pour respecter la règle de l'octet.

Je fais le point de l'activité

1- Formule électronique de l'atome d'azote

L'atome d'azote possède 7 électrons dont 2 sur la première couche (K) et 5 sur la deuxième couche (L).

Sa structure électronique s'écrit : K^2L^5 .

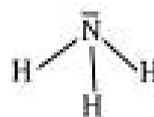
2- Saturation de la couche externe et représentation de Lewis

Pour saturer sa dernière couche, l'atome d'azote a tendance à acquérir 3 électrons pour compléter à 8 le nombre d'électrons de cette dernière.

La représentation de Lewis de l'atome d'azote fait apparaître un doublet d'électrons non liant et 3 électrons célibataires. Ces trois électrons célibataires peuvent être engagés dans 3 liaisons de covalence simple. C'est le cas de la molécule d'ammoniac.



Représentation de Lewis de l'atome d'azote



Molécule d'ammoniac

J'évalue mes acquis



- 1- Représente la structure électronique de l'atome d'azote.
- 2- Dédus le nombre de liaisons de covalence que l'atome d'azote peut établir avec d'autres atomes.

ACTIVITÉ 2 : DÉFINIR UNE AMINE

Le document 1 présente deux modèles moléculaires de composés organiques aux fonctions chimiques différentes.

Les boules noires représentent des atomes de carbone, les boules blanches représentent des atomes d'hydrogène, la boule rouge représente un atome d'oxygène et la boule bleue un atome d'azote.

- 1- Rappelle la fonction chimique du composé a).
- 2- Écris la formule du groupe caractéristique du composé b) qui le distingue du composé a).
- 3- Cherche le nom du groupe fonctionnel auquel appartient ce groupe caractéristique.
- 4- Définis une amine.



Composé a)



Composé b)

Document 1 : Deux composés ayant des fonctions chimiques différentes

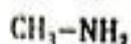
Je fais le point de l'activité**1- Fonction chimique du composé a)**

Le composé a) est un alcool. Il a pour formule semi-développée : $\text{CH}_3\text{-OH}$

La fonction chimique de l'alcool a pour formule -OH .

2- Groupe caractéristique du composé b)

Le composé b) est caractérisé par le groupe -NH_2 . Il a pour formule semi-développée :



Le groupe -NH_2 appartient à la famille des amines.

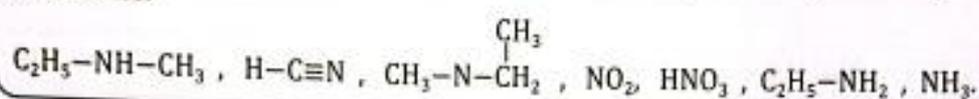
3- Définition d'une amine

Une amine est un composé organique dérivé de l'ammoniac (NH_3), où au moins un (1) atome d'hydrogène a été remplacé par un groupe alkyle ou aryle.

En effet, dans le groupe -NH_2 du composé b), les deux atomes d'hydrogène peuvent être remplacés par un groupe alkyle ou aryle.

J'évalue mes acquis

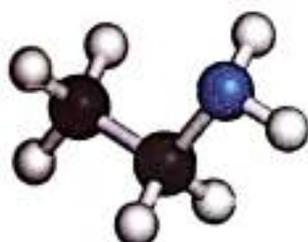
Parmi les formules semi-développées ci-dessous, recopie celles qui correspondent à une amine.

**ACTIVITÉ 3 : EFFECTUER LA CLASSIFICATION DES AMINES**

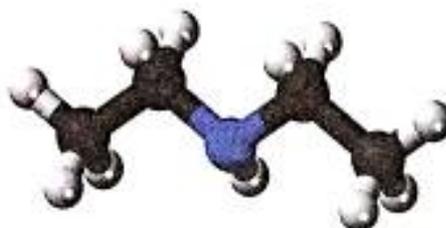
Le document 2 présente trois modèles moléculaires d'amines différentes a), b) et c).

1- Indique les groupes auxquels est lié l'atome d'azote dans chaque cas.

2- Dédus-en les classes d'amine.



Amine a)



Amine b)



Amine c)

Document 2 : Modèles moléculaires d'amines différentes

Je fais le point de l'activité**1- Les groupes auxquels est lié l'atome d'azote dans chaque cas**

- Dans l'amine a), 1 atome d'hydrogène de la molécule d'ammoniac a été remplacé par un groupe éthyle : l'atome d'azote est donc lié à 2 atomes d'hydrogène.
- Dans la molécule b), 2 atomes d'hydrogène de la molécule d'ammoniac ont été remplacés par deux groupes éthyle : l'atome d'azote est donc lié à 1 seul atome d'hydrogène.
- Dans la molécule c) les 3 atomes d'hydrogène de la molécule d'ammoniac ont été remplacés par trois groupes éthyle : l'atome d'azote n'est donc lié à aucun atome d'hydrogène.

2- Les trois classes d'amine

- Les amines primaires

Une amine est dite primaire lorsque dans sa molécule, l'atome d'azote est lié à 1 seul groupe alkyle ou aryle. Sa formule générale est R-NH_2 (amine primaire non aromatique).

- Une amine est dite secondaire lorsque dans sa molécule, l'atome d'azote est lié à 2 groupes alkyle ou aryle. Sa formule générale est $R-NH-R'$ (amine secondaire non aromatique).
- Une amine est dite tertiaire lorsque dans sa molécule, l'atome d'azote est lié à 3 groupes alkyle ou aryle. Sa formule générale est :

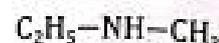
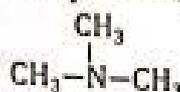


La formule brute d'une amine saturée est $C_nH_{2n+3}N$, avec n un entier naturel représentant le nombre d'atome de carbone ($n \geq 1$).

l'évalue mes acquis



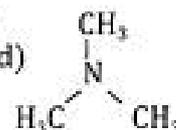
Remplace les pointillés par la classe de l'amine.



ACTIVITÉ 4 : NOMMER UNE AMINE

- 1- Énonce la règle de nomenclature des amines.
- 2- Nomme les amines de formules semi-développées ci-dessous :

- a) CH_3-NH_2 ; b) $CH_3-CH_2-NH_2$; c) $CH_3-CH_2-NH-CH_3$; d)



Je fais le point de l'activité

1- Règle de nomenclature des amines

- Les amines primaires

Le nom d'une amine primaire est obtenu de deux façons :

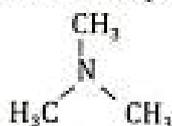
- Dans la nomenclature officielle, le nom s'obtient à partir du nom de l'alcane en remplaçant la terminaison « e » par « amine ». L'indice du carbone fonctionnel doit être le plus petit possible.
- Dans la nomenclature usuelle, le nom d'une amine primaire est obtenu en ajoutant « amine » au nom du groupe alkyle.

- Les amines secondaires et les amines tertiaires

- Si elles sont symétriques, elles sont nommées comme les amines primaires en ajoutant le préfixe di ou tri.
- Si elles sont mixtes, elles sont considérées comme dérivant de l'amine primaire avec le groupe alkyle le plus long. Le nom des autres substituants est énoncé dans l'ordre alphabétique en les précédant de la lettre N.

2- Des exemples d'amines

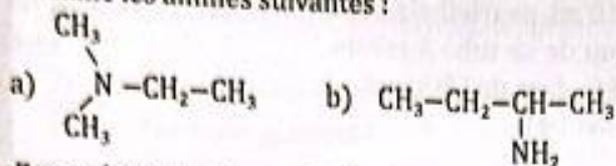
- Méthanamine ou méthylamine : CH_3-NH_2
- Éthanamine ou éthylamine : $CH_3-CH_2-NH_2$
- N-méthyléthanamine ou N-méthyléthylamine : $CH_3-CH_2-NH-CH_3$
- Triméthylamine :



J'évalue mes acquis



1- Nomme les amines suivantes :

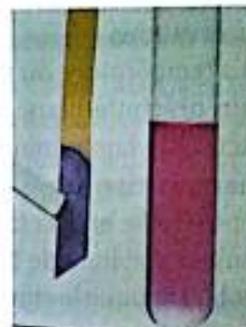


2- Donne les formules semi-développées des amines ci-dessous.

- a) 2-méthylbutan-1-amine ;
b) N-méthylphénylamine.

ACTIVITÉ 5 : EXPLIQUER LE CARACTÈRE BASIQUE DES AMINES

- Mesure le pH d'une solution aqueuse de méthylamine à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. (document 3)
- Note la valeur du pH.
- Ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine dans cette solution.
- Note tes observations.
- Explique le caractère basique des amines.
- Conclus.



Document 3 : Mesure du pH d'une solution de méthylamine

Je fais le point de l'activité

1- pH de la solution de méthylamine

Le pH de la solution aqueuse de méthylamine est égal à 11,7.

En plus, la solution prend une coloration rose lorsqu'on y ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine.

2- Explication du caractère basique des amines

Le pH et la couleur rose obtenue à l'ajout de la phénolphtaléine indiquent que la solution est basique.

Le caractère basique des amines est dû au doublet non liant porté par l'atome d'azote. Ce doublet électronique sur l'atome d'azote permet à une molécule d'amine, comme à la molécule d'ammoniac ou de méthylamine, de capter un proton H^+ comme le font les ions OH^- : les amines et l'ammoniac sont donc des bases.



3- Conclusion

Grâce au doublet non liant de l'atome d'azote, les amines et l'ammoniac sont des bases. A ce titre, elles réagissent avec l'ion hydronium H_3O^+ .

Remarque

À la température ordinaire, seules les amines aliphatiques (non cycliques) de faible masse molaire sont gazeuses. Les autres sont liquides ou solides.

Les amines ont généralement une odeur forte rappelant celle de l'ammoniac. Elles sont responsables de l'odeur, bien connue du poisson avarié.

J'évalue mes acquis

Explique le caractère basique des amines.



ACTIVITÉ 6 : MONTRER LE CARACTÈRE NUCLÉOPHILE DES AMINES

- 1- Verse dans un tube à essais, 10 mL de triéthylamine.
- 2- Ajoute doucement au contenu de ce tube à essais, 10 mL d'iodoéthane en solution dans de l'éthanol.
- 3- Note tes observations (document 4).
- 4- Conclue.



Document 4 : Action de la triéthylamine sur l'iodoéthane

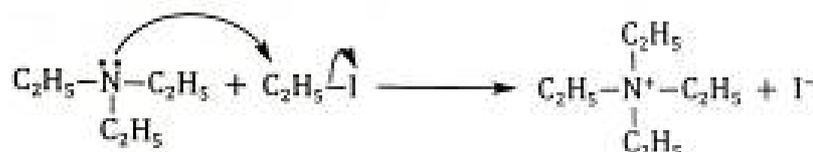
Je fais le point de l'activité**1- Observations**

- La température du milieu réactionnel augmente rapidement.
- Un précipité blanc se forme. Il est constitué d'un composé ionique: c'est l'iodure de tétraéthylammonium dont la formule est : $(C_2H_5)_4 N^+, I^-$.

2- Interprétation

Un centre riche en électrons est dit centre nucléophile.

Le doublet non liant de l'azote confère aux amines et à l'ammoniac un caractère nucléophile. Ce doublet attaque le site positif, électrophile de l'iodure d'éthyle. Ce mécanisme est schématisé par des flèches indiquant la migration des doublets électroniques.

**3- Conclusion**

Le doublet d'électrons non liant confère aux amines un caractère nucléophile leur permettant d'attirer les centres positifs.

L'équation-bilan de réaction entre la triéthylamine et l'iodoéthane est la suivante :



La réaction entre une amine et un dérivé halogéné est appelée **réaction d'Hofmann**.

Dans le cas d'une amine tertiaire, on obtient un sel d'ion ammonium quaternaire.

J'évalue mes acquis

La triméthylamine réagit avec l'iodure d'éthyle.

Écris :

- 1- la formule du composé obtenu ;
- 2- l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu.

II- RÉSUMÉ DE COURS**1- Définition des amines**

Les molécules d'amines sont formellement obtenues en substituant dans la molécule d'ammoniac, un ou plusieurs atomes d'hydrogène par un ou plusieurs groupes alkyles (-R) ou aryles (-Ar).

Exemple : CH_3-NH_2 ; $CH_3-NH-CH_3$;



2- Formule générale

La formule brute des amines saturées est $C_nH_{2n+3}N$, avec n un entier naturel représentant le nombre d'atomes de carbone.

3- Classes des amines.

	Formule générale	Groupe caractéristiques	Exemples
Amines primaires	L'atome d'azote est lié à un seul atome de carbone $R-NH_2$	$-NH_2$	CH_3-NH_2
Amines secondaires	L'atome d'azote est lié à deux atomes de carbone $R-NH-R'$	$-NH-$	$CH_3-NH-CH_3$
Amines tertiaires	L'atome d'azote est lié à trois atomes de carbone : $R-N-R'$ $\quad \quad \quad $ $\quad \quad \quad R''$	$\begin{array}{c} \\ -N- \end{array}$	$\begin{array}{c} C_2H_5-N-CH_3 \\ \\ CH_3 \end{array}$

4- Nomenclature des amines**4.1- Amines primaires**

Le nom d'une amine primaire est obtenu de deux façons :

- Dans la nomenclature officielle, le nom s'obtient à partir du nom de l'alcane en remplaçant la terminaison « e » par « amine ». L'indice du carbone fonctionnel doit être le plus petit possible.
- Dans la nomenclature usuelle, le nom d'une amine primaire est obtenu en ajoutant « amine » au nom du groupe alkyle.

4.2- Amines secondaires et amines tertiaires

- Lorsqu'elles sont symétriques, elles sont nommées comme les amines primaires en ajoutant le préfixe di ou tri.
- Si elles sont mixtes, elles sont considérées comme dérivant de l'amine primaires avec le groupe alkyle le plus long. Le nom des autres substituants est énoncé dans l'ordre alphabétique en les précédant de la lettre N.

5- Propriétés chimiques des amines**5.1- Caractère basiques des amines**

La propriété basique des amines est due au doublet non liant porté par l'atome d'azote qui est capable de fixer un proton H^+ .

5.2- Caractère nucléophile des amines

L'ammoniac et l'amine ont un caractère nucléophile du fait de l'atome d'azote qui possède un centre riche en électron (le doublet d'électrons libres).

III- MÉTHODES

Il est nécessaire de savoir que :

- la fonction amine dérive de la molécule d'ammoniac NH_3 par substitution des atomes d'hydrogène par des groupes alkyle ou aryle ;
- les amines sont nommées comme des alcanes amines (éthanamine) ;
- la masse molaire générale est $(14n + 17)$ g/mol pour une amine saturée de formule brute $C_nH_{2n+3}N$.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Les amines sont des composés organiques.

1- La formule générale d'une amine est :

- $C_nH_{2n+1}N$;
- $C_nH_{3n}N$;
- $C_nH_{2n+3}N$.

2- Les amines sont des :

- bases faibles ;
- bases fortes ;
- acides forts.

3- Comme le doublet non liant de l'atome d'azote permet à la molécule d'amine de capter un proton H^+ , on dit qu'elle a :

- un caractère nucléophile
- un caractère basique ;
- un caractère acide.

Recopie, pour chacun des cas ci-dessus, le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

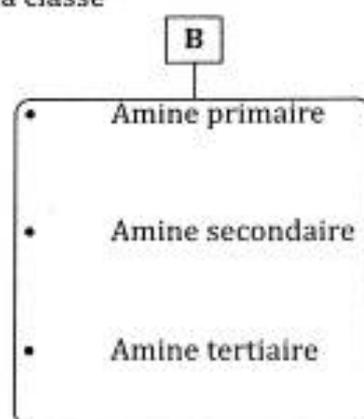
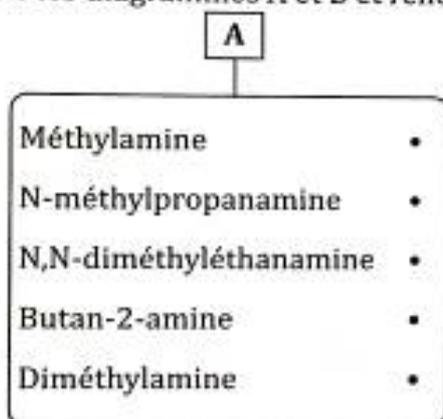
Exercice 2

Recopie, pour chacune des affirmations ci-dessous, le numéro suivi de la lettre V si l'affirmation est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

- Les amines possèdent une odeur agréable.
- Dans la molécule d'amine, l'azote possède un doublet non liant.
- En solution aqueuse, les amines ont des propriétés acides.
- La réaction d'Hoffman permet d'obtenir un composé ionique.

Exercice 3

Reproduis les diagrammes A et B et relie chaque amine à sa classe



Résolution de l'exercice 1

- c
- a
- b

Commentaire :

Se référer aux activités 3, 5 et 6.

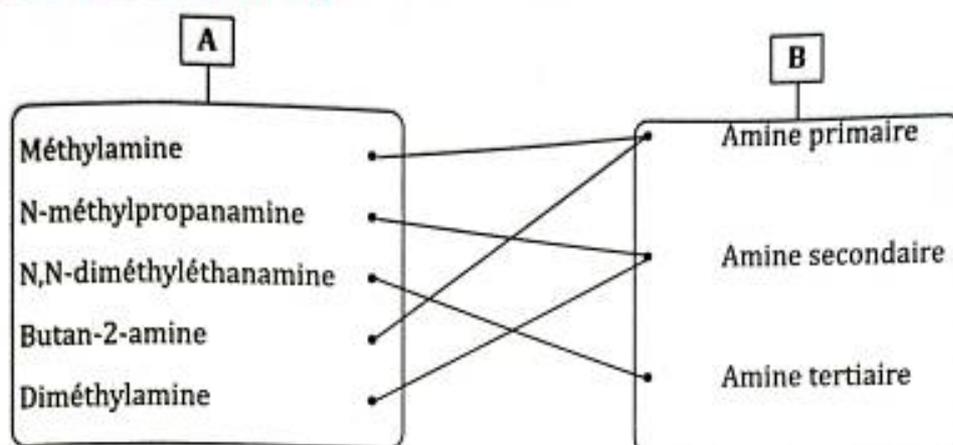
Résolution de l'exercice 2

- 1 - F
- 2 - V
- 3 - F
- 4 - V

Commentaire :

Se référer aux activités 5 et 6.

Résolution de l'exercice 3



Commentaire :

Écrire la formule semi-développée de l'amine puis identifier la classe de l'amine.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1. Donne la formule semi-développée et la classe de chacune des amines ci-dessous.
 - a) 2,2-diméthylbutanamine ;
 - b) pentan-2,3-diamine ;
 - c) 2-phényléthanamine ;
 - d) butan-2-amine.
2. Donne la formule générale :
 - 1- d'une amine primaire ;
 - 2- d'une amine secondaire ;
 - 3- d'une amine tertiaire.
3. La formule brute d'une amine est $C_4H_{11}N$.
 - 1- Écris les différentes formules semi-développées de ce composé.
 - 2- Donne les noms et les classes de ces amines.
4. Deux amines isomères ont pour formule brute C_2H_7N . Écris leurs formules semi-développées et leurs noms.
5. Tu disposes du 2-méthylpropan-2-amine (A) avec l'iodométhane (B). Écris l'équation-bilan de la réaction entre (A) et (B).
6. Tu disposes du composé dont la formule semi-développée est ci-dessous.

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
 - 1- Donne la fonction chimique de ce composé.
 - 2- Précise sa classe.
 - 3- Nomme ce composé.

7 Une monoamine saturée B contient en masse 23,7% d'azote.

- 1- Écris la formule générale d'une amine primaire saturée comportant x atomes de carbone.
- 2- Détermine la formule brute de cette amine.
- 3- Donne les formules semi-développées possibles et indique leurs noms.
- 4- Identifie B sachant que l'atome de carbone relié à N est lié à deux autres atomes de carbone.

8

1- Soit une monoamine aliphatique primaire A contenant n atomes de carbone.

1-1 Écris la formule brute de A.

1-2 Exprime en fonction de n le pourcentage en masse d'azote qu'elle contient.

2- Une masse m_A de la monoamine A contient une masse m_N d'azote.

Données : $m_A = 15$ g ; $m_N = 2,9$ g.

2.1- Détermine la formule brute de A.

2.2- Écris les formules semi-développées et les noms des isomères possibles des amines compatibles avec la formule brute trouvée.

9 Une masse m_A d'une amine tertiaire A ayant trois radicaux identiques R réagit avec une masse m_I d'iodométhane.

Données : $m_A = 2,95$ g ; $m_I = 7,1$ g

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction.
- 2- Détermine la masse molaire M du radical R.
- 3- Dédus la formule semi-développée de l'amine et son nom.

10 La formule générale C_xH_yN d'une amine aromatique ne comportant qu'un seul cycle est :

$C_6H_5-C_nH_{2n+3}N$.

1- Exprime x et y en fonction du nombre n d'atomes de carbone qui ne font pas partie du cycle.

2- L'analyse d'une telle amine fournit pour l'azote un pourcentage massique de 11,47 %.

2.1- Détermine n .

2.2- Écris les formules semi-développées des différents isomères et leurs noms.

Masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$:

$M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(O) = 16$; $M(N) = 14$.

Situations d'évaluation

11 Lors d'une séance de travaux dirigés, votre professeur de Physique-Chimie vous donne les informations ci-dessous en vue de déterminer la masse du produit de la réaction chimique d'une amine D avec l'iodoéthane.

- L'amine D, tertiaire, contient en masse 66 % de carbone, 15% d'hydrogène et 19 % d'azote.
- La réaction de D sur l'iodoéthane donne un composé E.

Données :

- Masses molaires en g/mol $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(N) = 14$; $M(I) = 126,9$;

- la réaction chimique entre D et l'iodoéthane est totale ;

- $m_D = 0,73$ g.

- 1- Détermine la masse molaire moléculaire de D.
- 2- Détermine la formule brute de D.
- 3- Donne la formule semi-développée et le nom de D.
- 4- Détermine la masse du composé E obtenu.

12 Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre groupe désire déterminer la masse m d'une amine dissoute dans un volume V d'eau distillée. Pour ce faire, à l'aide d'un dispositif de dosage, le groupe dose un volume V_1 de la solution de l'amine par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique C_a . Le virage de l'indicateur coloré (rouge de méthyle) se produit quand vous avez versé un volume $V_a = 20,5$ mL.

Données :

$V = 1$ L ; $V_1 = 40$ cm³ ; $C_a = 0,2$ mol/L ;

Masses molaires atomiques en g/mol : $M(C) = 12$; $M(H) = 1$; $M(N) = 14$

Masse molaire de l'amine : $M = 73$ g/mol.

Tu es le rapporteur du groupe

- 1- Détermine la formule brute de l'amine.
- 2- Donne les formules semi-développées possibles, les noms et les classes des amines isomères.
- 3- Détermine la masse m .

Pendant les festivités du club scientifique de ton établissement scolaire, le professeur de Physique-Chimie demande à ton groupe de travail de mettre en évidence le caractère nucléophile des amines et de déterminer le rendement de la réaction chimique de la triméthylamine (A) sur l'iodométhane (B). Pour ce faire, le groupe fait réagir une masse m_A de (A) sur une masse de (B) dans l'éthanol. Cette réaction chimique donne une masse m_C d'un composé ionique C.

Données :

en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M_C = 12$; $M_H = 1$; $M_N = 14$;
 $M_I = 127$.

$m_A = 25 \text{ g}$; $m_B = 31,24 \text{ g}$; $m_C = 50 \text{ g}$.

Tu es membre du groupe.

- 1- Explique le caractère nucléophile des amines.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre les corps A et B.
- 3- Nomme le produit C.
- 4- Détermine le rendement de la réaction chimique entre A et B.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Quelques utilités des amines

Dans les organismes vivants, l'ADN est généralement lié à diverses protéines riches en amines. C'est pourquoi la dégradation des acides aminés produit des composés aminés (putréfaction d'animaux, notamment les crustacés et le poisson qui produit la triméthylamine). En agriculture, la méthylamine et la diméthylamine sont utilisées comme intermédiaires pour une large gamme de produits chimiques. En effet, la méthylamine est utilisée pour produire le n-méthyldithiocarbamate, un fumigant et un stérilisant du sol, employé pour la pomme de terre et la tomate. Quant à la diméthylamine, elle est utilisée pour produire des herbicides (diuron, linuron, hexazinone, et le fluométuron) et des insecticides tels que l'octaméthylpyrophosphoramide. Les amines sont aussi utilisées dans l'industrie pharmaceutique, dans l'industrie pétrochimique comme additif pétrolier, et aussi pour la fabrication des explosifs, des colorants...



LEÇON

4

ACIDES
CARBOXYLIQUES ET
DÉRIVÉS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

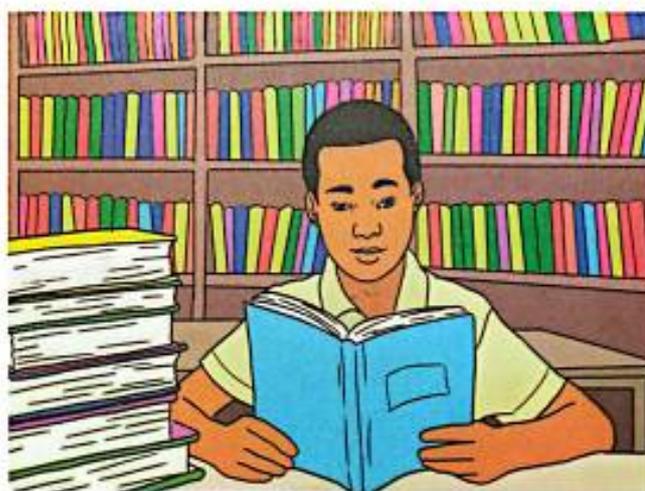
HABILITÉS	CONTENUS	
Définir	un acide carboxylique.	
Connaître	- le groupe fonctionnel carboxyle.	- la formule générale d'un acide carboxylique.
Nommer	un acide carboxylique.	
Connaître	- les propriétés physiques des acides carboxyliques.	- les propriétés acides des acides carboxyliques.
Identifier	- un ester. - un chlorure d'acyle.	- un anhydride d'acide. - un amide.
Écrire	les formules semi-développées de quelques acides carboxyliques et leurs dérivés.	
Nommer	- un ester. - un chlorure d'acide.	- un amide. - un anhydride d'acide.
Écrire	- les équations-bilans des réactions de passage de l'acide carboxylique à ses dérivés (chlorure d'acyle, anhydride d'acide, ester, amide). - l'équation-bilan de la réaction d'obtention d'un ester à partir :	<ul style="list-style-type: none"> d'un chlorure d'acyle ; d'un anhydride d'acide.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Acide carboxylique
- Ester
- Chlorure d'acyle
- Amide
- Anhydride d'acide
- Estérification
- Hydrolyse d'un ester
- Groupement carboxyle

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève de la Terminale D d'un Lycée Moderne, lors de ses recherches, découvre dans un manuel de Physique-Chimie, que l'acide lactique contenu dans le lait est un acide carboxylique : de cette fonction chimique dérivent plusieurs composés organiques. Le lendemain, en classe, il partage cette information avec ses camarades pour en savoir davantage. Et ensemble, sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie, ils entreprennent de définir et de nommer les acides carboxyliques, d'identifier leurs dérivés et de les nommer puis d'écrire les équations-bilans de passage des acides carboxyliques à ces dérivés.



I- ACTIVITÉS

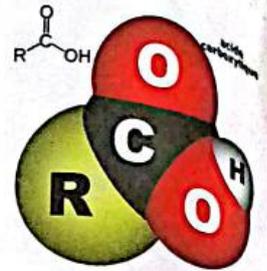
ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR UN ACIDE CARBOXYLIQUE

Observe le document 1.

- 1- Identifie les atomes contenus dans le groupe fonctionnel et leur liaison (document 1 a).
- 2- Écris la formule développée du groupe fonctionnel et nomme-le.
- 3- Définis un acide carboxylique.
- 4- Écris sa formule générale à partir du document 1 b.



1 a : groupe fonctionnel



1 b : acide carboxylique

Document 1 : Modèle moléculaire d'un acide carboxylique

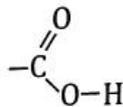
Je fais le point de l'activité

1- Les atomes du groupe fonctionnel

Le groupe fonctionnel comporte un atome de carbone (en noir), un atome d'hydrogène (en blanc) et deux atomes d'oxygène (en rouge). L'atome de carbone est lié à l'un des atomes d'oxygène par une double liaison et au groupe OH par une liaison simple.

2- Formule développée et nom du groupe fonctionnel

L'atome de carbone est tétravalent, celui d'oxygène est bivalent et celui d'hydrogène monovalent. D'où la formule développée suivante :



Ce groupement fonctionnel est appelé groupe carboxyle. Il se place toujours au bout d'une chaîne carbonée.

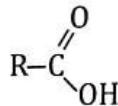
Un composé chimique qui comporte le groupe carboxyle est appelé acide carboxylique.

3- Définition et formule générale

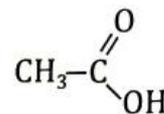
On appelle acide carboxylique, un composé organique qui contient le groupe carboxyle $-\text{COOH}$.

La formule générale d'un acide carboxylique est $\text{R}-\text{COOH}$.

R est un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle ou aryle (comportant le noyau benzénique).



Exemple : l'acide éthanoïque, constituant essentiel du vinaigre



Un monoacide carboxylique (un acide carboxylique ne contenant qu'un seul groupe carboxyle) est dit saturé si R est un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle ($\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$) linéaire ou ramifié. Sa formule brute est alors $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

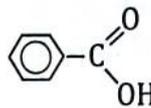
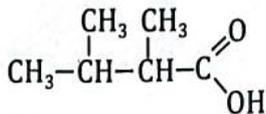
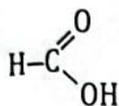
J'évalue mes acquis



- 1- Définis un acide carboxylique.
- 2- Donne la formule générale d'un acide carboxylique à partir du groupe alkyle.

ACTIVITÉ 2 : NOMMER UN ACIDE CARBOXYLIQUE

- 1- Rappelle la règle de nomenclature des acides carboxyliques.
- 2- Nomme les acides carboxyliques de formules semi-développées ci-dessous.



Je fais le point de l'activité

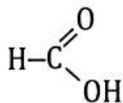
1- Règle de nomenclature des acides carboxyliques

Pour nommer un acide carboxylique :

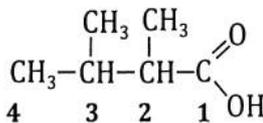
- on détermine la chaîne carbonée la plus longue contenant le groupe carboxyle qui est toujours situé en bout de chaîne ;
- on numérote les atomes de carbone de cette chaîne en commençant par l'atome de carbone fonctionnel qui porte le numéro 1 ;
- on détermine le nom de l'alcane correspondant ;
- on écrit enfin le nom de l'acide carboxylique comme suit :

Acide suivi du nom de l'alcane avec remplacement du « e » final par « oïque ».

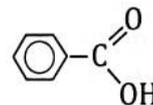
2- Noms des acides carboxyliques



Acide méthanoïque



Acide 2,3 - diméthylbutanoïque

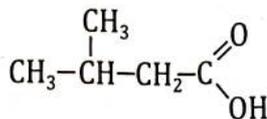


Acide benzoïque

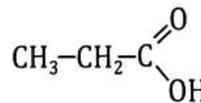
J'évalue mes acquis



- 1- Nomme les acides carboxyliques ci-dessous.



a)

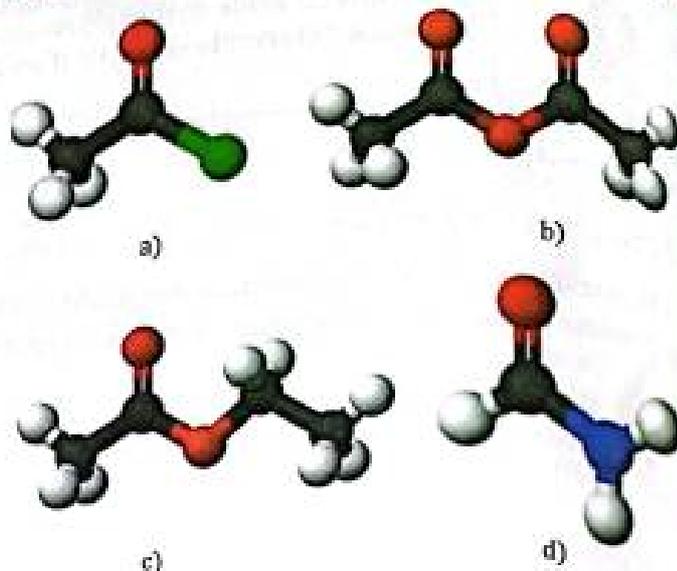


b)

- 2- Écris les formules semi-développées de l'acide éthanoïque et de l'acide 2,2-diméthylpentanoïque.

ACTIVITÉ 3 : DÉCOUVRIR LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES ET CHIMIQUES DES ACIDES CARBOXYLIQUES

- 1- Recherche quelques propriétés physiques des acides carboxyliques : état physique, température d'ébullition...
- 2- De quel composé les modèles moléculaires a), b), c) et d) du document 2 dérivent-ils ?
- 3- Écris les formules semi-développées de composés a), b), c) et d).
- 4- Donne la formule générale et la fonction chimique de chacun d'eux.
- 5- Recherche leur méthode d'obtention.
- 6- Écris les équations-bilans des réactions chimiques qui ont lieu lors de la préparation de ces dérivés.
- 7- Donne leur nomenclature.



Document 2 : Modèles moléculaires de dérivés d'acide carboxylique

Je fais le point de l'activité**1- Propriétés physiques des acides carboxyliques**

• État physique

Les acides carboxyliques (saturés) sont liquides dans les conditions normales de température et de pression, tant que leur chaîne carbonée présente moins de huit atomes de carbone. Les autres sont solides.

• Température de fusion et température d'ébullition

Les températures de fusion et d'ébullition des acides carboxyliques sont nettement plus élevées que celles des alcools de même structure.

Par exemple, l'éthanol se solidifie à -114°C et bout à $78,4^{\circ}\text{C}$ tandis que l'acide éthanoïque se solidifie à $16,7^{\circ}\text{C}$ et bout à 118°C .

• Polarité, solubilité et miscibilité

La fonction acide carboxylique est fortement polaire et elle est à la fois donneur et receveur de la liaison hydrogène : les acides carboxyliques de petites tailles (jusqu'à la chaîne carbonée comportant quatre atomes de carbone) sont miscibles à l'eau en toute proportion. Ensuite, la solubilité décroît et devient pratiquement nulle pour ceux contenant onze atomes de carbone ou plus.

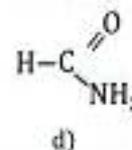
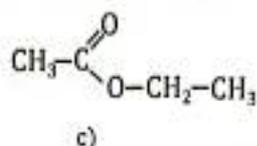
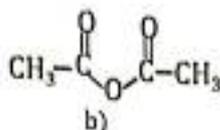
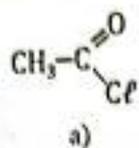
2- Propriétés chimiques des acides carboxyliques**2.1- Acidité**

Les solutions aqueuses d'acides carboxyliques ont un pH inférieur à 7 à 25°C : ce sont des acides faibles. À ce titre, ils réagissent partiellement avec l'eau pour former un ion carboxylate (RCOO^-).

2.2- Passage aux dérivés d'acide carboxylique

Les modèles moléculaires du document 2 représentent des composés qui dérivent d'un acide carboxylique : les composés de modèles moléculaires a), b) et c) dérivent de l'acide éthanoïque et le composé de modèle moléculaire d) dérive de l'acide méthanoïque.

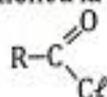
Les formules semi-développées de ces dérivés d'acide carboxylique sont :



2-2.1 Obtention des chlorures d'acyle

• Formule générale et fonction chimique des chlorures d'acyle

La formule développée du composé a) appartient à la famille de composés de formule générale ci-contre.



Les composés dérivés des acides carboxyliques qui ont cette formule générale sont nommés chlorure d'acyle ou chlorure d'acide.

Leur groupe fonctionnel est : $-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{Cl} \end{array}$ Fonction chlorure d'acyle

R est un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle ou aryle.

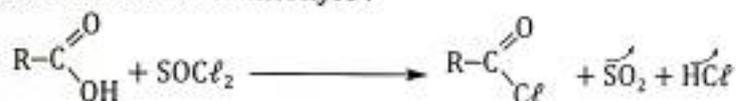
• Méthodes d'obtention et équations-bilans des réactions chimiques

Les chlorures d'acyle n'existent pas à l'état naturel. On les prépare en faisant réagir l'acide carboxylique anhydre (qui ne contient pas d'eau) avec un réactif chlorurant. On utilise essentiellement le chlorure de thionyle (SOCl_2) mais aussi le pentachlorure de phosphore (PCl_5) ou le trichlorure de phosphore (PCl_3).

La synthèse en laboratoire consiste à chauffer, dans un montage de distillation fractionnée, l'acide carboxylique glacial en présence du réactif chlorurant. La distillation fractionnée permet de recueillir le distillat.

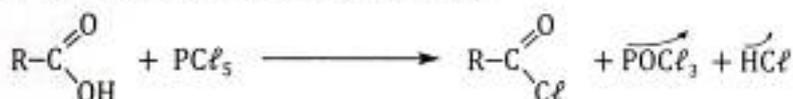
Les équations-bilans de ces réactions chimiques sont :

Avec le chlorure de thionyle :



Il se dégage du dioxyde de soufre et du chlorure d'hydrogène.

Avec le pentachlorure de phosphore :



Il se dégage du trichlorure de phosphoryle (oxychlorure de phosphore) et du chlorure d'hydrogène.

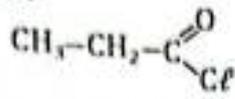
Avec le trichlorure de phosphore



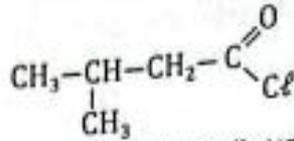
• Nomenclature des chlorures d'acyle

D'une façon générale, le nom d'un chlorure d'acyle est obtenu à partir de celui de l'acide carboxylique correspondant en remplaçant « acide » par « chlorure de » et la terminaison « oïque » par « oyle ».

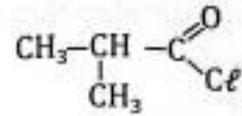
Exemples :



Chlorure de propanoyle



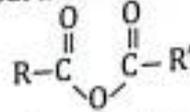
Chlorure de 3-méthylbutanoyle



Chlorure de 2-méthylpropanoyle

2-2.2 Obtention des anhydrides d'acide

- Formule générale et fonction chimique des anhydrides d'acide
- La formule développée du composé b) appartient à la famille de composés de formule générale ci-contre.



Les composés dérivés des acides carboxyliques qui ont cette formule générale sont nommés anhydrides d'acide.

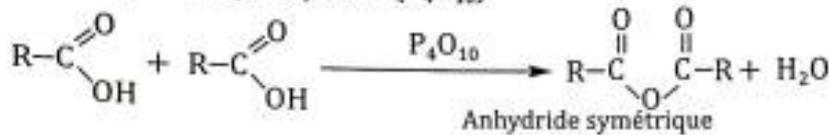
Leur groupe caractéristique est :

$$-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{matrix}\text{-O-\text{C}\begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{matrix}-$$

R ou R' est un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle ou aryle.

- Méthodes d'obtention et équations-bilans des réactions chimiques

Les anhydrides d'acide sont le résultat de l'élimination d'une molécule d'eau, par chauffage, entre deux molécules d'acide carboxylique, en présence d'un déshydratant puissant tel que le décaoxyde de phosphore (P_4O_{10}).

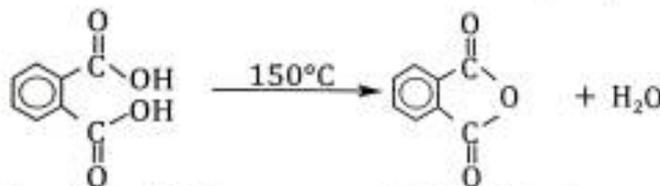


Si la perte d'eau a lieu entre deux molécules d'acide carboxylique différente, on obtient un anhydride mixte :

**Remarque :**

- Certaines molécules de diacides (comportant deux groupes carboxyles) subissent par chauffage une déshydratation intramoléculaire pour donner des anhydrides d'acide cycliques.

Exemple : formation de l'anhydride phtalique à partir de l'acide orthophtalique.



Acide orthophtalique

Anhydride phtalique

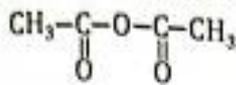
- La méthode essentielle de préparation des anhydrides d'acide n'utilise pas une déshydratation. On fait plutôt réagir le chlorure d'acyle sur l'acide.

- Nomenclature des anhydrides d'acide

Pour nommer un anhydride d'acide, il faut remplacer dans le nom de l'acide carboxylique dont il dérive, le mot « acide » par « anhydride ».

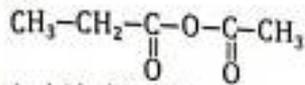
Exemple :

Anhydride éthanoïque :



Pour un anhydride mixte, le nom est obtenu en faisant suivre le mot anhydride des noms des deux acides carboxyliques correspondants, amputés du mot acide, séparés par « un tiret » et cités dans l'ordre alphabétique.

Exemple :



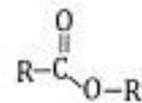
Anhydride éthanoïque-propanoïque

2-2.3 Obtention des esters

• Formule générale et fonction chimique des esters

La formule développée du composé c) appartient à la famille de composés de formule générale ci-contre.

Les composés dérivés des acides carboxyliques qui ont cette formule générale sont des esters.



Leur groupe caractéristique est : $-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-$ Fonction ester

R est un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle ou aryle, et R' un groupe alkyle ou aryle. Si R est un atome d'hydrogène ou un groupe alkyle, alors l'ester a pour formule brute $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

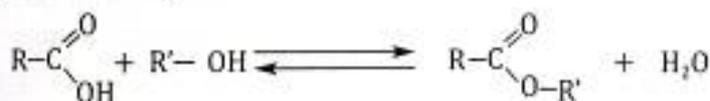
Remarque : Les acides carboxyliques et les esters ont la même formule brute : Ce sont des isomères de fonction.

• Méthodes d'obtention et équation-bilan

Les esters sont obtenus par réaction des acides carboxyliques avec les alcools. Cette réaction est qualifiée d'estérification directe par rapport à une autre qui sera étudiée dans la suite de la leçon. L'estérification directe est donc la réaction chimique entre un acide carboxylique et un alcool. Elle donne de l'eau et un ester (contenu dans le distillat).

Cette réaction est lente, athermique et limitée.

L'équation-bilan générale de l'estérification s'écrit :

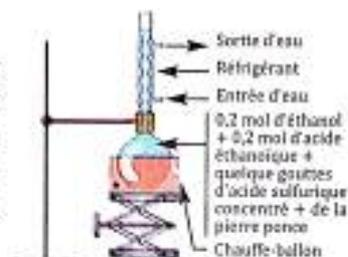


Remarque : l'estérification directe aboutit à un équilibre chimique : dans les deux sens, les réactions se déroulent à la même vitesse. La réaction inverse de l'estérification directe est appelée hydrolyse d'un ester. Elle possède les mêmes caractéristiques que l'estérification directe.

• Nomenclature des esters

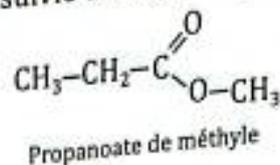
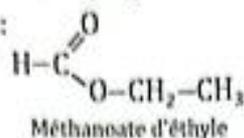
Pour nommer un ester, on procède comme suit :

- on supprime le mot "acide" du nom de l'acide carboxylique correspondant ;
- on remplace le suffixe "oïque" du nom de l'acide carboxylique correspondant par "oate" ;



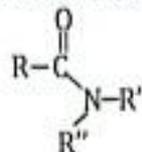
- on ajoute la préposition « de » ou « d' » suivie du nom du groupe alkyle R'.

Exemples :



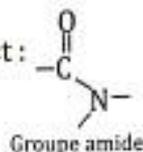
2-2.4 Obtention des amides

• Formule générale et fonction chimique des amides
La formule développée du composé d) appartient à la famille de composés de formule générale ci-contre.



Les composés dérivés des acides carboxyliques qui ont cette formule générale sont des amides.

Leur groupe caractéristique est :



R, R' et R'' sont des atomes d'hydrogène, des groupes alkyles ou aryles.

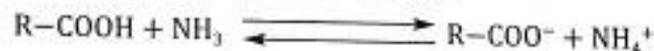
Si R' et R'' sont des atomes d'hydrogène, l'amide est dit non substitué. Dans le cas contraire, on dit qu'il est monosubstitué si R'=H et R'' différent de H, ou di-substitué si R' et R'' sont différents de H.

En général, les amides sont des solides cristallisés, incolores sauf la méthanamide qui est liquide à la température ambiante.

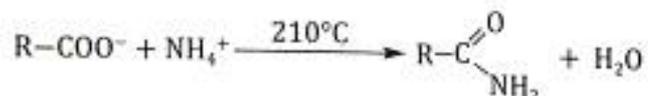
• Méthodes d'obtention des amides et équations-bilans des réactions chimiques

- Pour obtenir un amide non substitué, on fait réagir l'acide carboxylique avec l'ammoniac par chauffage en deux étapes :

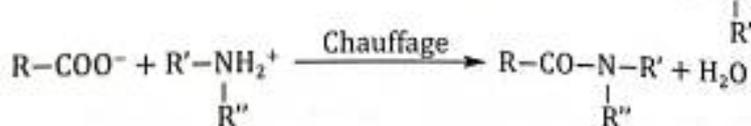
1^{re} étape : c'est une simple réaction acide-base qui aboutit à la formation d'un carboxylate d'ammonium. L'équation-bilan est :



2^e étape : c'est une déshydratation du carboxylate d'ammonium par chauffage :



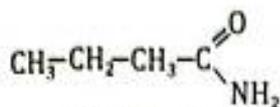
- Pour obtenir les amides N-substitués et N, N-di-substitués, on utilise le même principe en faisant réagir l'acide carboxylique avec une amine primaire ou une amine secondaire.



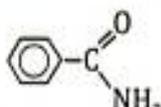
• Nomenclature des amides

- Le nom d'un amide non substitué est obtenu à partir du nom de l'acide carboxylique correspondant, en supprimant le mot acide et en remplaçant la terminaison oïque par amide.

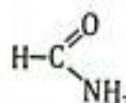
Exemples :



Propanamide



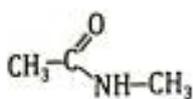
Benzamide



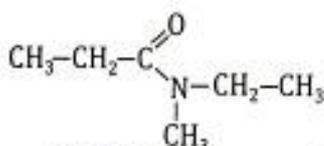
Méthanamide

- Le nom d'un amide substitué est obtenu en faisant précéder le nom de l'amide non substitué correspondant de :
 - N- suivi du nom du groupe R substituant pour un amide monosubstitué ;
 - N- suivi des noms des groupes R et R' substituants, séparés par une virgule, pour un amide di-substitué.

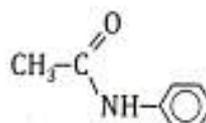
Exemples :



N- méthyléthanamide



N-éthyl, N-méthylpropanamide

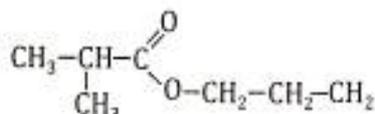


N-phényléthanamide

J'évalue mes acquis



- Donne une propriété physique des acides carboxyliques.
- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'acide 2-méthylpropanoïque et le pentachlorure de phosphore.
- Soit un composé organique A de formule semi-développée ci-dessous :



- 3.1- Écris la formule de sa fonction chimique et nomme-la.
- 3.2- Nomme ce composé.
- 3.3- Nomme les deux composés organiques qui permettent d'obtenir A.
- 4- Écris la formule semi-développée de chacun des composés suivants : 2-méthylbutanamide ; 2-méthyl-N-éthylbutanamide.

ACTIVITÉ 4 : DÉCOUVRIR LES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES DÉRIVÉS DES ACIDES CARBOXYLIQUES

- Recherche les propriétés chimiques des dérivés des acides carboxyliques : chlorures d'acyle, anhydrides d'acide, esters et amides.
- Écris les équations-bilans des réactions chimiques

Je fais le point de l'activité

1- Les chlorures d'acyle

• Hydrolyse

Les chlorures d'acyle sont des composés chimiques très réactifs. Pour cela, ils sont largement utilisés comme intermédiaires de synthèse.

Au contact de l'eau, un chlorure d'acyle s'hydrolyse pour redonner l'acide carboxylique dont il dérive.

L'équation-bilan générale de cette réaction chimique est :



C'est une réaction totale, rapide et exothermique.

• Estérification indirecte

Les chlorures d'acyle réagissent avec les alcools pour donner des esters. L'équation-bilan générale de la réaction est :

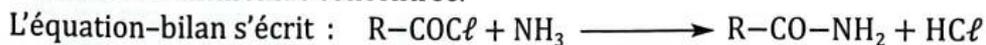


Contrairement à la réaction chimique d'un acide carboxylique sur un alcool, cette réaction est rapide, totale et exothermique. En conséquence, elle est beaucoup plus utilisée pour préparer des esters.

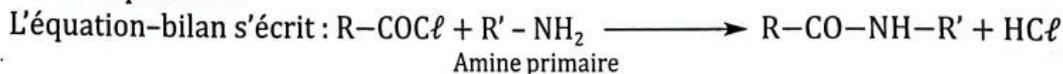
• Préparation d'amides

Les chlorures d'acyle sont aussi utilisés pour préparer des amides. La réaction est rapide et totale.

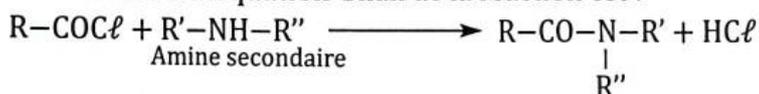
- Pour obtenir un amide non substitué, on fait réagir le chlorure d'acyle avec une solution d'ammoniac concentrée.



- Pour obtenir un amide monosubstitué, on fait réagir le chlorure d'acyle avec une amine primaire.

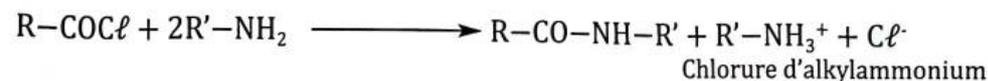
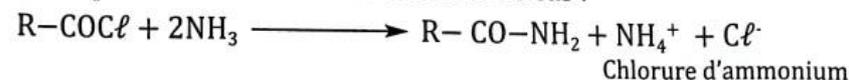


- Pour obtenir un amide di-substitué, on fait réagir le chlorure d'acyle avec une amine secondaire. L'équation-bilan de la réaction est :



Remarque : lorsque l'ammoniac ou l'amine est utilisée en excès, il y a formation d'un chlorure d'ammonium ou d'alkylammonium.

Les équations-bilans s'écrivent dans ce cas :



2- Les anhydrides d'acide

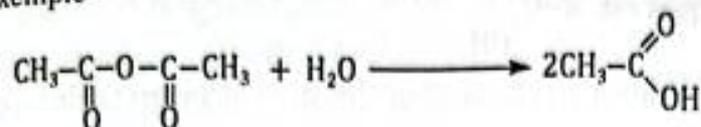
• Hydrolyse

L'hydrolyse d'un anhydride d'acide régénère les acides carboxyliques dont il dérive.

L'équation-bilan générale de cette réaction chimique est :



Exemple

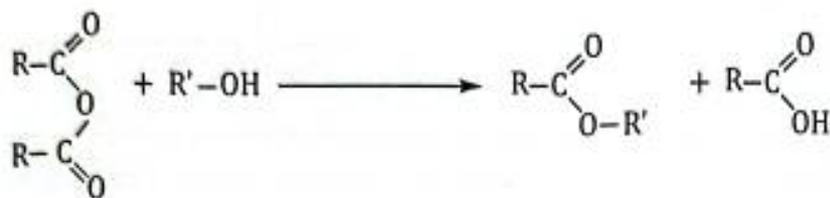


Cette réaction est totale, rapide et exothermique.

Remarque : le bilan de cette réaction montre que les vapeurs d'anhydrides d'acide sont irritantes et lacrymogènes. En effet, au contact avec la muqueuse du nez ou de la surface de l'œil, qui sont humides, ces composés organiques s'hydrolysent en libérant de l'acide qui est responsable de la sensation désagréable éprouvée.

• Estérification indirecte

Cette estérification consiste à faire réagir l'alcool avec un anhydride d'acide plutôt que de le faire réagir avec un acide carboxylique. Elle a l'avantage d'avoir un bon rendement car elle est totale, rapide et exothermique. Son équation-bilan générale est :



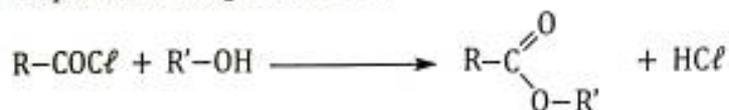
3- Les esters

La méthode la plus fréquente utilisée pour la préparation d'un ester est la réaction chimique de l'alcool avec un chlorure d'acyle ou un anhydride d'acide comme déjà indiqué : c'est une estérification indirecte.

Cette réaction étant totale, rapide et exothermique, il faut ajouter le chlorure d'acyle goutte à goutte dans l'alcool (anhydre) en refroidissant le milieu réactionnel avec de la glace et en agitant régulièrement.

L'estérification indirecte a l'avantage d'un bon rendement parce qu'elle est totale.

L'équation-bilan générale est :



4- Les amides

Les amides subissent des réactions de polymérisation pour donner des polyamides qui sont des polymères possédant plusieurs fonctions amides. Ils servent, par exemple, à la synthèse industrielle du nylon.

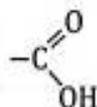
J'évalue mes acquis



- 1- Indique une propriété chimique des chlorures d'acyle, des anhydrides d'acide et des esters.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique mettant en évidence la propriété chimique.

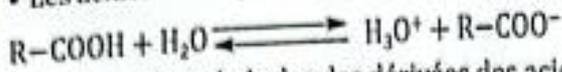
II- RÉSUMÉ DE COURS

Un acide carboxylique est un composé organique oxygéné comportant le groupement fonctionnel carboxyle



La formule générale des acides carboxyliques est $R-C(=O)OH$

• Les acides carboxyliques réagissent partiellement avec l'eau selon l'équation-bilan réversible suivante :



• Les formules générales des dérivées des acides carboxyliques sont :

Fonction	Chlorure d'acyle	Anhydride d'acide	Ester	Amide
Formule générale structurale	$R-C(=O)Cl$	$R-C(=O)O-C(=O)R$	$R-C(=O)O-R'$	$R-C(=O)NH_2$

• Estérification directe

La réaction chimique d'un acide carboxylique sur un alcool est une estérification directe. La réaction inverse est appelée hydrolyse d'un ester. Ces deux réactions sont lentes, limitées et athermiques.

• Estérification indirecte

C'est la réaction chimique entre un dérivé d'acide (chlorure d'acyle ou anhydride d'acide) et un alcool. Cette réaction est totale, rapide et exothermique.

III- MÉTHODES

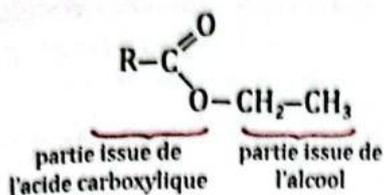
- Comment identifier les fonctions chimiques dérivées des acides carboxyliques ?

Les dérivés d'acides carboxyliques sont des composés organiques obtenus en remplaçant le groupement hydroxyle (-OH) d'un acide carboxylique par un atome ou groupe d'atomes monovalents notés Z. La formule générale d'un dérivé d'acide est :



Nature de (-Z)	-Cl	-OOC-R'	-O-R'	-NH ₂
Formule générale structurale	$R-C(=O)Cl$	$R-C(=O)O-C(=O)R'$	$R-C(=O)O-R'$	$R-C(=O)NH_2$
Fonction	Chlorure d'acyle	Anhydride d'acide	Ester	Amide

• Position de l'acide carboxylique et de l'alcool dans la molécule d'un ester :



• Pour nommer les composés oxygénés étudiés :

Fonctions chimiques	Formation du nom
Acide carboxylique	Acide alcanoïque
Chlorure d'acyle	Chlorure de ou d'alcanoyle
Anhydride d'acide	Anhydride alcanoïque
Amide	alcanamide
Ester	Alcanoate de ou d'alkyle

IV- EXERCICES RÉVOLUS

Exercice 1

Relève parmi les définitions ci-dessous d'un acide carboxylique celle qui est la meilleure.

- Un acide carboxylique est un composé organique oxygéné dont la réaction chimique avec un alcool donne un ester.
- Un acide carboxylique est un composé organique oxygéné obtenu par l'oxydation d'un alcool primaire.
- Un acide carboxylique est un composé organique oxygéné dont la molécule comporte un groupement carboxyle.

Exercice 2

Reproduis le tableau ci-dessous et complète-le.

Composés chimiques	Fonction chimique	Nom
$\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)(\text{CH}_3)-\text{COOH}$		
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{C}_2\text{H}_5)-\text{COCl}$		
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COONH}(\text{CH}_3)$		
$\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$		

Exercice 3

Donne les caractéristiques :

- d'une estérification directe ;
- d'une estérification indirecte.

Résolution de l'exercice 1

- c) Un acide carboxylique est un composé organique oxygéné dont la molécule comporte un groupement carboxyle.

Commentaire :

C'est la définition qui est spécifique à un acide carboxylique.

Résolution de l'exercice 2

Reproduis le tableau ci-dessous et complète-le.

Composés chimiques	Fonction chimique	Nom
$\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)(\text{CH}_3)-\text{COOH}$	Acide carboxylique	Acide 2,2-diméthylpropanoïque
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{C}_2\text{H}_5)-\text{COCl}$	Chlorure d'acyle	Chlorure de 2-éthylbutanoïque
$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{COONH}(\text{CH}_3)$	Amide	N-méthyl, 2-méthylpropanamide
$\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CH}_3$	Ester	Éthanoate de 1-méthyléthyle

Commentaire :

- Il faut d'abord repérer le carbone fonctionnel afin d'identifier la fonction chimique du composé.
- Chaque groupe d'atomes entre parenthèse est une ramification.
- Pour les esters, l'atome de carbone du groupe R' porte toujours le numéro 1.

Résolution de l'exercice 2

- 1- Une estérification directe est une réaction chimique lente, limitée et athermique.
- 2- Une estérification indirecte est une réaction chimique totale, rapide et exothermique.

Commentaire :

A ne pas confondre les deux réactions bien que conduisant au même produit principal.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Réarrange les mots et groupes de mots ci-dessous de manière à obtenir une phrase correcte en rapport avec la préparation d'un ester. entre / est / La réaction / et un alcool / une estérification / un acide / directe/qui/est lente, / et athermique. / carboxylique / chimique / limitée

2 Définis :

- 1- un chlorure d'acyle ;
- 2- un amide ;
- 3- une estérification directe.

3 Recopie le texte ci-dessous puis remplace les pointillés par les mots ou groupes de mots suivants : d'une molécule; un anhydride d'acide ;

un alcool ; le décaoxyde de ; d'acides carboxyliques ; estérification ; d'un déshydratant ; d'un ester :

Un anhydride d'acide est un dérivé d'un acide carboxylique :

La perte.....d'eau entre deux molécules..... permet d'obtenir Cette réaction chimique se fait par chauffage, en présence..... puissant tel que..... phosphore.

La réaction chimique entre un anhydride d'acide et.....conduit à la formation..... : c'est une..... indirecte.

4 Reproduis le tableau ci-dessous puis mets une croix dans la case qui convient.

Formule générale	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{C}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \quad \quad \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{R}-\text{C} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{O}-\text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Ester				
Anhydride d'acide				
Amide				
Chlorure d'acyle				

5 Pour chacune des affirmations suivantes :

- 1- tout acide carboxylique est soluble dans l'eau ;
- 2- une estérification directe est une réaction chimique réversible ;
- 3- un acide carboxylique est un dérivé d'un amide ;
- 4- un acide carboxylique et un ester sont des isomères ;
- 5- une estérification directe et l'hydrolyse d'un ester sont des réactions inverses, recopie le numéro suivi de la lettre V si elle est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

6 On fait réagir du chlorure de méthyle sur de l'ammoniac (en défaut).

- 1- Donne la fonction chimique du composé obtenu.
- 2- Écris l'équation-bilan de cette réaction chimique.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

7 La masse molaire d'un acide carboxylique (A) saturé est M. Sa chaîne carbonée comporte deux ramifications.

Donnée : $M = 102 \text{ g/mol}$.

- 1- Détermine sa formule brute.
- 2- Écris les formules semi-développées et les noms de ses isomères.
- 3- Identifie le composé (A).

8 Tu disposes d'un ester E de formule brute $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ qui a été préparé au cours d'une réaction chimique entre un acide carboxylique A et un alcool B. La chaîne carbonée de A contient deux atomes de carbone.

- 1- Donne les caractéristiques de cette réaction chimique.
- 2- Donne la formule semi-développée et le nom de chacun des isomères de E.
- 3- Identifie E.
- 4- Dédus-en la formule semi-développée de chacun des composés A et B.

9 Sur l'acide 2-méthylpropanoïque A, un chimiste fait réagir successivement :

- un agent chlorurant puissant, le pentachlorure de phosphore ;
- un agent déshydratant puissant, le décaoxyde de phosphore ;

- un alcool, le butan-1-ol ;
- l'ammoniac NH_3 .

- 1- Donne dans chaque cas :
 - 1.1- la fonction chimique du composé organique obtenu, dérivé de A ;
 - 1.2- la formule semi-développée et le nom du composé organique.
- 2- Écris l'équation-bilan traduisant chacune des réactions chimiques.

10 Tu disposes des composés de formule générale R-COCl .

Pour le groupe méthyle ($-\text{CH}_3$), le composé obtenu est A.

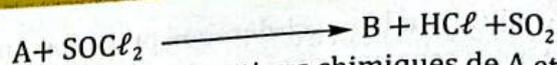
- 1- Donne :
 - 1.1- leur nom général ;
 - 1.2- leur fonction chimique.
- 2- Écris la formule semi-développée et le nom de A.
- 3- Dédus-en la formule semi-développée et le nom du composé organique dont dérive A.
- 4- Écris l'équation-bilan de l'hydrolyse de A.

11 Un ester E peut être préparé par action de certains composés organiques sur un alcool.

Par action entre deux composés organiques A et B on obtient l'acide éthanoïque et l'éthanoate de méthyle.

- 1- Donne les fonctions chimiques :
 - 1.1- des composés organiques dont l'action sur un alcool permet d'obtenir un ester ;
 - 1.2- de A et B.
- 2- Justifie que la réaction chimique entre A et B n'est pas une estérification directe.
- 3- Écris les formules semi-développées et les noms de A et B.

12 L'hydrolyse d'un ester E de formule brute $C_3H_6O_2$ donne un composé organique A et le méthanol. L'action du chlorure de thionyle $SOCl_2$ sur A permet d'obtenir un composé organique B selon l'équation ci-après :



- 1- Identifie les fonctions chimiques de A et B.
- 2- Écris :
 - 2.1- les formules semi-développées et les noms de A, E et B ;
 - 2.2- les équations-bilans des réactions chimiques décrites ci-dessous ;
 - 2.3- l'équation-bilan de la réaction chimique qui permet d'obtenir E à partir de B.
- 3- Nomme la réaction chimique qui permet d'obtenir E à partir de B.

Situations d'évaluation

13 Ton groupe d'étude de Terminale D, prépare un devoir de niveau de Physique-Chimie. Pour réussir l'exercice en chimie organique, il se propose de résoudre un exercice afin de comparer deux réactions chimiques. Pour cela, les informations ci-dessous sont données :

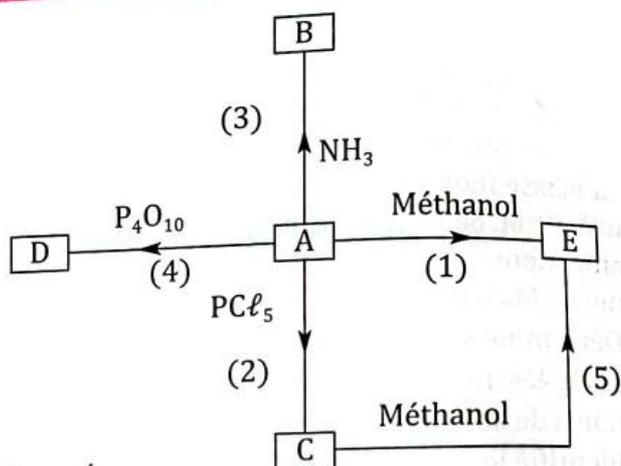
- A est un alcool secondaire de formule brute C_3H_8O ;
- l'action de A sur un composé organique B est une estérification directe ;
- l'ester E formé a une masse molaire M_E ;
- le composé organique C est un anhydride de B.

Données : Masses molaires atomiques et moléculaire en g/mol : $M_H = 1$; $M_C = 12$; $M_O = 16$; $M_E = 102$.

Tu es désigné(e) comme rédacteur du groupe.

- 1- Écris la formule semi-développée et le nom de A.
- 2- Détermine la formule semi-développée de E.
- 3- Dédus-en les formules semi-développées et les noms de B et de C.
- 4- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre B et A.

14 Afin de vérifier vos connaissances sur les acides carboxyliques et dérivés, votre professeur de Physique-Chimie vous propose le schéma ci-dessous dans lequel, A, B, C, D et E sont des composés organiques. Les réactions chimiques sont représentées par des flèches numérotées de (1) à (5). Il vous demande d'identifier ces composés.



Données :

- A est un monoacide carboxylique à chaîne carbonée saturée dont la masse molaire moléculaire est $M(A) = 60$ g/mol.
 - Masses molaires atomiques en g/mol : $M_H = 1$; $M_C = 12$; $M_O = 16$.
- 1- Montre que la formule brute de A est $C_2H_4O_2$.
 - 2- Donne sa formule semi-développée et son nom.
 - 3- Écris les formules semi-développées, les noms et les fonctions de chacun des composés organiques B, C, D et E. (Tu dresseras un tableau).
 - 4- Écris l'équation-bilan de chacune des réactions chimiques (1) et (5).

13 Au cours d'une séance de travaux pratiques au laboratoire, de ton établissement, le professeur de Physique-Chimie met à la disposition de ton groupe de travail de terminale D, le matériel adéquat en vue de réaliser des expériences pour identifier un amide et écrire l'équation-bilan traduisant sa formation. A la suite de plusieurs manipulations, le groupe relève les informations ci-dessous :

- L'action de l'acide propanoïque B sur un alcool C donne un composé organique D, à odeur de banane mure et de l'eau.
- La formule brute de D contient huit atomes d'hydrogène.
- La réaction de B avec le pentachlorure de phosphore donne un dérivé E.

Tu es le rédacteur.

- 1- Définis un acide carboxylique.
- 2- Écris :
 - 2.1- les formules semi-développées et les noms des composés organiques C et D ;
 - 2.1- l'équation-bilan conduisant à la formation de E.
- 3- Relève parmi les composés organiques B, C, D et E, ceux qui sont susceptibles de former un amide en réagissant avec l'ammoniac ;
- 4- Écris la formule semi-développée et le nom de cet amide.

14 Dans le laboratoire de Chimie, un chimiste réalise la série d'expériences ci-dessous pour identifier un composé organique liquide saturé A de formule générale $C_nH_{2n}O_2$.

Expérience 1

Il transforme totalement une masse m_A de A en chlorure d'acyle B qu'il isole et en fait deux parts de masses identiques (I) et (II).

Expérience 2

- Il hydrolyse complètement (I). La réaction est totale, rapide et exothermique.
- Il recueille intégralement le chlorure d'hydrogène formé et il ajoute du bleu de bromothymol dans la solution aqueuse obtenue, puis il verse un volume V de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique C.

Il observe alors le virage du bleu de bromothymol.

Expérience 3

Il fait réagir sur (II) une solution d'ammoniac : la réaction est rapide et totale et il obtient un solide cristallisé blanc D de masse molaire M_D insoluble dans l'eau qu'il isole.

Données : masses molaires en g/mol :

$$M_H = 1 ; M_C = 12 ; M_N = 14 ; M_O = 16.$$

$V = 20 \text{ cm}^3$; $C = 1 \text{ mol/L}$; masse de A : $m_A = 2,96 \text{ g}$; $M_n = 73 \text{ g/mol}$

Votre professeur vous demande d'exploiter les résultats de ces expériences.

1- Écris :

- 1.1- la fonction chimique de A ;
- 1.2- l'équation-bilan de l'hydrolyse de B.

2- Détermine :

- 2.1- la quantité de matière $n(\text{HCl})$ de chlorure d'hydrogène formé ;
- 2.2- la quantité de matière $n(\text{A})$ du composé organique A ;
- 2.3- la masse molaire M_A de A.

3- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre B et l'ammoniac.

4- Vérifie que M_A a la même valeur.

15 Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur de Physique-Chimie de ta classe demande à ton groupe de travail d'écrire les noms et les formules semi-développées de quatre composés organiques A, C, D et E. Pour y parvenir, les informations ci-dessous vous sont données.

- L'hydrolyse de E conduit à la formation de A et B.
- La formule brute de B est de la forme $C_xH_yO_z$ et la chaîne carbonée de sa molécule comporte une ramification.
- La combustion complète de n_1 mole de B nécessite n_2 moles de dioxygène et produit une masse m_3 de dioxyde de carbone et une masse m_4 d'eau.
- l'oxydation ménagée de B par les ions dichromate en défaut conduit à la formation d'un composé organique B'.

- Le composé A réagit avec le pentachlorure de phosphore pour donner un composé organique C dérivé d'acide carboxylique et deux corps gazeux.
 - L'action de C sur l'éthylamine produit de la N-éthylméthylamide.
 - En présence d'un déshydratant comme P_4O_{10} deux molécules du composé A conduisent à la formation d'un composé D et de l'eau.
- Tu rapportes le corrigé.

Données : $n_1 = 0,5 \text{ mol}$; $n_2 = 3 \text{ mol}$; $m_3 = 88 \text{ g}$; $n_4 = 45 \text{ mol}$.

- 1- Donne le nom de la réaction inverse de l'hydrolyse d'un ester.
- 2- Écris l'équation-bilan de la combustion complète de B dans le dioxygène.
- 3- Détermine la formule brute de B ;
- 4- Dédus-en les formules semi-développées et les noms de B et B'.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Naturellement produit par l'organisme, notamment pendant le sport, l'acide lactique permet de faciliter l'utilisation du glucose. Mais en quantité excessive, il peut être délétère à l'organisme.
Effets, dosage.

Définition

L'acide lactique (acide carboxylique) est une substance produite par les globules rouges, les cellules musculaires et celles de la peau, ainsi que par les reins, lorsque l'oxygène vient à manquer, notamment lors d'un exercice musculaire très intense. " Il métabolise le glucose, une substance qui apporte de l'énergie pour l'organisme.

Production

Il est produit naturellement par le corps pendant l'effort physique et en disparaît une heure après. On en trouve également dans les produits laitiers, le vin, les fruits et légumes.

Acide lactique et muscles

Les cellules musculaires produisent de l'acide lactique lorsque les muscles sont intensivement mobilisés. Pendant l'exercice physique, l'acide lactique est produit en grande quantité par les cellules musculaires. La quantité d'acide lactique synthétisée par les muscles en activité est directement en rapport avec l'entraînement des groupes musculaires concernés, l'intensité de l'exercice et la quantité de cellules stimulées. Il est ensuite libéré et capté par le foie où il participe à la néoglucogenèse, c'est-à-dire la production de glucose. Il permet l'utilisation de l'énergie contenue dans l'acide lactique par d'autres cellules de l'organisme mieux oxygénées ».

Acide lactique et crampes

C'est cet acide qui est responsable des crampes musculaires en cas de trop forte accumulation.

Acide lactique et sport

Lors de la pratique d'une activité physique, les muscles ont besoin d'un maximum d'oxygène. S'ils en manquent, ils sécrètent de l'acide lactique, un mode de production qui leur permet d'utiliser du glucose. Si, au terme de l'effort, la circulation sanguine n'est pas suffisante pour l'évacuer, il irrite les fibres nerveuses et provoque des douleurs et des brûlures.

Comment éliminer l'acide lactique ?

Le mieux est de réduire l'effort mais sans l'arrêter complètement afin de stimuler la circulation sanguine et favoriser l'élimination des déchets. Il faut donc privilégier les activités physiques douces comme les étirements, le vélo, la marche à pieds... durant 20 à 30 minutes. Prendre une douche froide, porter des vêtements de compression ou avoir recours à l'électrostimulation sont d'autres astuces pour évacuer l'acide lactique.

FABRICATION D'UN SAVON

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Définir	la saponification.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction de saponification.
Connaitre	<ul style="list-style-type: none"> les caractéristiques de la réaction de saponification. la formule générale d'un savon. les propriétés détergentes d'un savon.
Connaitre	<ul style="list-style-type: none"> quelques acides gras naturels. la formule générale d'un triester d'acide gras.
Écrire	les formules semi-développées de quelques triesters (butyrine et palmitine).
Préparer	un savon.
Expliquer	la fabrication du savon
Écrire	l'équation-bilan de la réaction de préparation d'un savon.
Exploiter	l'équation-bilan de la réaction de préparation d'un savon.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Saponification
- Triester
- Triglycéride
- Glycérol
- Acides gras
- Relargage
- Savon dur
- Savon mou
- Pouvoir détergent

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Une élève de terminale D d'un Lycée, au village pendant les congés de Toussaint, assiste au procédé de fabrication artisanale du savon par les femmes de la coopérative. La présidente lui explique l'importance de cette opération.

Intéressée, elle veut approfondir les explications reçues au cours de cette visite-découverte. Pour cela, de retour des congés, elle en parle en classe à ses camarades.

Ainsi, sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie, la classe entreprend de définir la saponification, d'écrire l'équation-bilan de la réaction de saponification et de préparer un savon.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR LA SAPONIFICATION

Le document 1 montre des femmes en activité de fabrication du savon artisanal appelé "kabakrou".



Document 1 : Fabrication artisanal de savon Kabakrou

- 1- Indique les produits de base utilisés pour cette fabrication.
- 2- Rappelle la formule générale d'un ester et la formule de l'ion hydroxyde.
- 3- Définis la réaction de saponification.
- 4- Écris son équation-bilan.
- 5- Donne ses caractéristiques.
- 6- Écris la formule générale d'un savon.

Je fais le point de l'activité

1- Produits de base utilisés pour la fabrication du savon

Les produits utilisés pour la fabrication du savon artisanal est l'huile de palme et la soude (hydroxyde de sodium) ou la potasse (hydroxyde de potassium).

Le constituant essentiel de l'huile de palme est un triester gras nommé palmitine.

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{R}' \end{array}$ <p>Formule générale des esters</p>	$\begin{array}{c} \text{C}_{15}\text{H}_{31}-\text{COO}-\text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_{15}\text{H}_{31}-\text{COO}-\text{CH} \\ \\ \text{C}_{15}\text{H}_{31}-\text{COO}-\text{CH}_2 \end{array}$ <p>Formule semi-développée de la palmitine</p>	OH^- <p>Formule de l'ion hydroxyde</p>
--	---	---

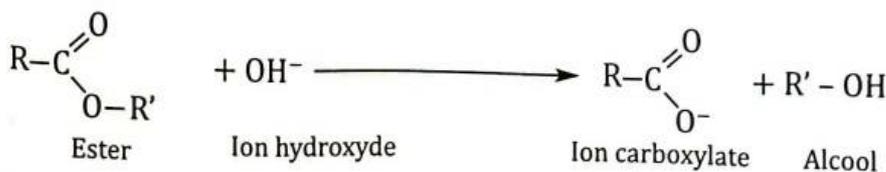
2- La saponification

La saponification est la réaction chimique entre un ester et un ion hydroxyde OH^- provenant de la soude ou de la potasse.

C'est une réaction **lente** mais **totale**. Elle dégage une importante quantité de chaleur : elle est fortement **exothermique**.

Remarque : La réaction chimique devient plus rapide à chaud.

L'équation-bilan de la saponification est :



Avec les triesters gras, l'ion carboxylate produit, associé à l'ion sodium Na^+ ou à l'ion potassium K^+ , est un savon.

3- Formule générale d'un savon

Un savon est un mélange de carboxylates de sodium ou de potassium.

La formule générale d'un savon est : $(R-COO^- + M^+)$, M^+ étant l'ion sodium ou l'ion potassium ; soit $R-COONa$ ou $R-COOK$.

Les chaînes carbonées R sont non ramifiées et possèdent généralement plus de dix atomes de carbone.

Remarque : les carboxylates de sodium sont des savons durs tandis que les carboxylates de potassium sont des savons mous.

À 25 °C, le pH d'un savon est toujours supérieur à 7. Dans l'eau, le savon est donc basique.

J'évalue mes acquis

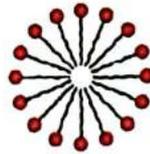


- 1- Définis la saponification.
- 2- Donne ses caractéristiques.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction de saponification de l'éthanoate de 2-méthylpropyle.

ACTIVITÉ 2 : ÉTUDIER LES PROPRIÉTÉS DÉTERGENTES D'UN SAVON

Le document 2 montre les différentes parties actives d'un savon.

- 1- Cite ces parties.
- 2- Dédus-en les propriétés détergentes d'un savon.



a) Représentation du caractère amphiphile



■ Tête polaire

■ Queue polaire

b) Micelle

Document 2 : Propriétés d'un savon

Je fais le point de l'activité

1- Les parties actives d'un savon

Selon le document 2, les deux parties actives d'un savon sont :

- la tête hydrophile ;
- la queue hydrophobe.

2- Les propriétés détergentes d'un savon

Un savon possède des propriétés détergentes, c'est-à-dire des propriétés qui lui permettent d'enlever les salissures. Ce sont le caractère amphiphile et le pouvoir moussant.

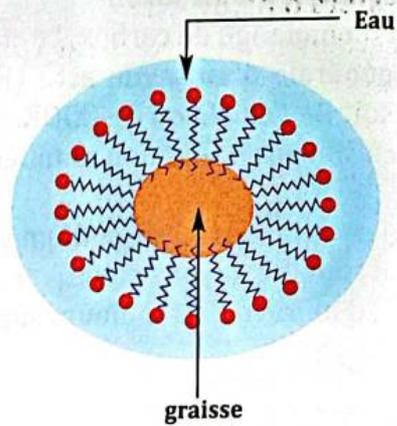
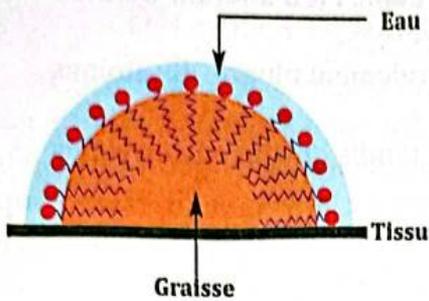
• Le caractère amphiphile

Dans une "molécule" de savon, le groupe carboxylate ($-COO^-$) s'entoure facilement de molécules d'eau : il est hydrophile (attirée par l'eau) et lipophobe (repoussée par les lipides).

Quant au groupe alkyle $-R$, il a beaucoup d'affinité avec les corps gras, mais aucune affinité avec l'eau : il est hydrophobe (repoussée par l'eau) et lipophile (attirée par les lipides).

Les composés comme le savon, qui présentent à la fois un pôle hydrophile et un pôle hydrophobe sont dites amphiphiles.

Ainsi, lors de l'utilisation du savon, afin de nettoyer un support, dans le mélange eau et savon, la tête et la queue du savon vont chercher à se placer dans la configuration adaptée, afin que la queue hydrophobe soit éloignée de l'eau et la tête hydrophile proche de l'eau. La queue lipophile va ainsi pénétrer dans les taches de graisse et les décoller du support. Il y a formation d'agrégats appelés micelles, entraînées avec l'eau du lavage.



• Pouvoir moussant

À la surface de l'eau, une fine couche d'ions carboxylate se forme. En agitant cette surface, de l'air peut se trouver emprisonné en formant des bulles. L'ensemble de ces petites bulles constitue la mousse.

Le pouvoir moussant d'un savon naturel dépend de l'huile ou de la graisse utilisée.

J'évalue mes acquis



Réponds par vrai ou faux.

- 1- Les savons sont des anti-détergents.
- 2- Le groupe carboxylate des savons est hydrophile.
- 3- Le groupe alkyle des savons est hydrophobe.

ACTIVITÉ 3 : DÉCOUVRIR QUELQUES ACIDES GRAS NATURELS ET DES TRIESTERS D'ACIDE GRAS

Tu as certainement entendu parler d'acides gras et de triglycérides ou triesters dans les bilans sanguins

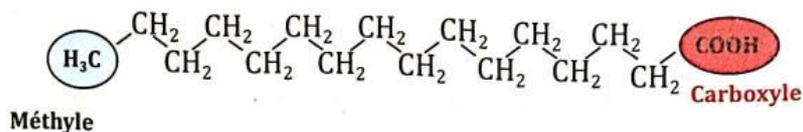
- 1- Définis un acide gras.
- 2- Écris la formule générale d'un triester d'acide gras et les formules semi-développées de quelques triesters (butyrine et palmitine).

Je fais le point de l'activité

1- Définition d'un acide gras

Un acide gras est une molécule, formée d'une longue chaîne linéaire d'atomes de carbone liés à des atomes d'hydrogène, terminée par un seul groupement acide carboxylique - COOH.

Exemple :



Un acide gras est un acide carboxylique obtenu à partir des graisses ou des corps gras.

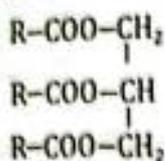
Les corps gras sont des esters, des glycérides, résultant de l'action des acides gras sur un trialcool : le glycérol.

Dans les aliments d'origine végétale, la chaîne carbonée des acides gras comporte rarement plus de 18 atomes de carbone. Dans les aliments d'origine animale et dans notre organisme, la chaîne carbonée peut atteindre plus de 30 atomes de carbone : cet « allongement » est possible grâce à des métabolismes complexes au sein de nos cellules.

Les meilleures sources alimentaires d'acides gras (oméga 6) sont: les graines de tournesol, l'huile de tournesol, l'huile de coton, l'huile de maïs, l'huile de soja, les viandes, les œufs.

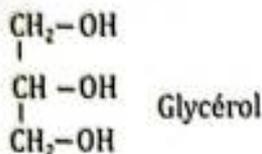
2- Les triesters d'acide gras

Les triglycérides (ou triesters car contenant trois fonctions ester) représentent la forme de stockage des acides gras dans l'organisme. Ce sont les graisses et les huiles que nous consommons. Les triesters du glycérol, encore appelés triglycérides, sont des corps gras de formule générale :

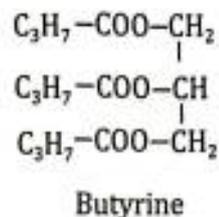
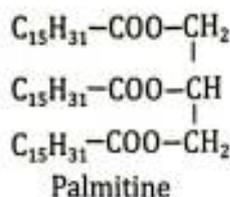


Où -R est un groupe hydrogencarboné nommé résidu d'acide gras.

Remarque : les résidus d'acides gras ne sont pas forcément identiques, par exemple dans le glycérol.



Exemples de triesters :



J'évalue mes acquis

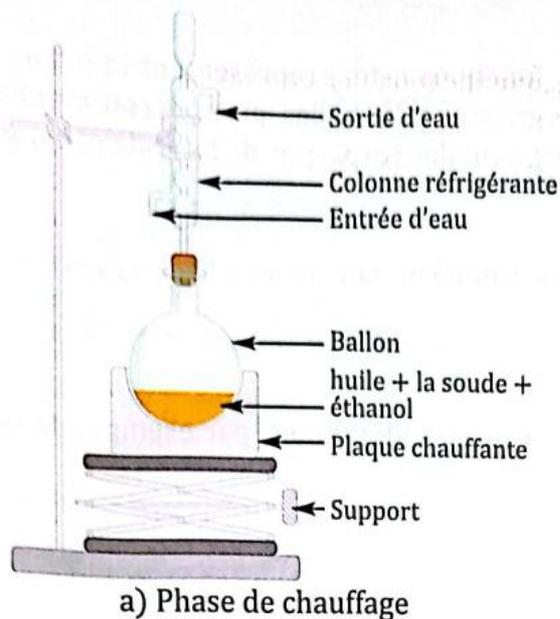


- 1- Définis un acide gras et un triester d'acide gras.
- 2- Donne un exemple d'acide gras et un exemple de triester.

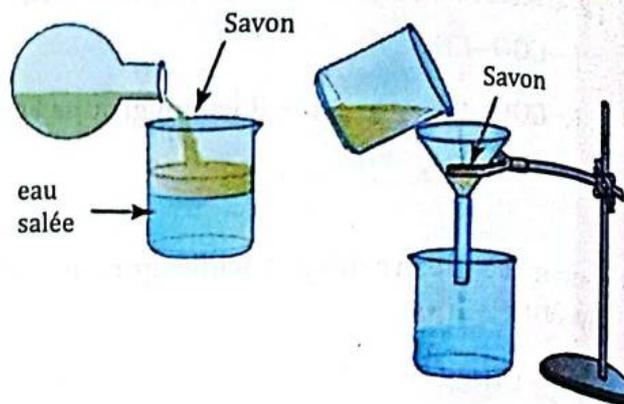
ACTIVITÉ 4 : PRÉPARER UN SAVON

Réalise l'expérience décrite ci-après et représentée par le document 3.

- 1- Chauffe à reflux un mélange d'huile (triglycéride), de soude et d'éthanol pendant 30 à 45 minutes au laboratoire. L'éthanol est ajouté pour homogénéiser le mélange.
- 2- Effectue ensuite un relargage, en versant le mélange obtenu dans une solution saturée de sel de cuisine. Ce qui donne un précipité.
- 3- Filtre le mélange pour récupérer le solide ; la phase liquide contient l'excès de soude et le glycérol.
- 4- Lave le produit obtenu car il pourrait contenir de la soude qui est toxique pour la peau.
- 5- Nomme les réactifs et les produits formés.
- 6- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu au cours de cette opération.
- 7- Explique les notions de relargage, de savon mou et de savon dur.



a) Phase de chauffage



b) Phase de filtrage

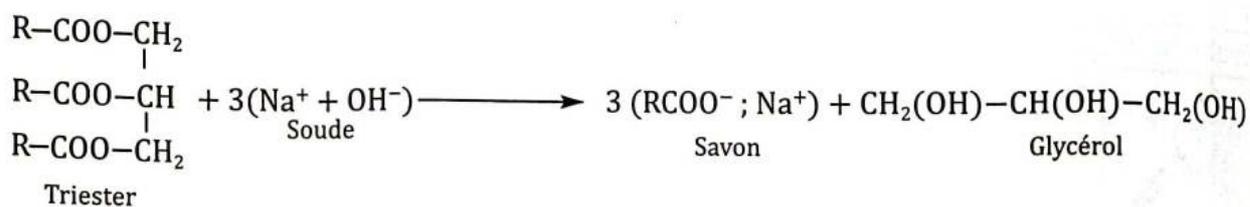
Je fais le point de l'activité

1- Les réactifs et les produits formés

L'huile (corps gras, triester) et la soude réagissent par chauffage pour donner les produits qui sont le glycérol et le carboxylate de sodium (savon).

2- Équation-bilan de la réaction

La saponification des corps gras (triesters) par la soude (ou la potasse) conduit à la formation du glycérol et du carboxylate de sodium (ou de potassium) selon l'équation-bilan générale suivante :



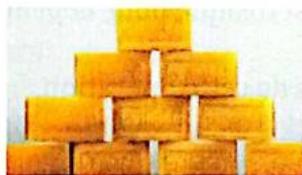
3- Notions de relargage, de savon mou et de savon dur

Le relargage est une technique de savonnerie qui consiste à ajouter du sel de cuisine dans l'eau savonneuse pour faire précipiter le savon (qui est très peu ou pas du tout soluble dans l'eau salée).

Remarque : Cette technique est aussi utilisée pour séparer l'ADN ou les protéines (en ajoutant du sulfate d'ammonium).

L'obtention d'un savon mou se fait avec l'hydroxyde de potassium qui conduit à un carboxylate de potassium (RCOOK).

On obtient un savon dur avec l'hydroxyde de sodium qui conduit à un carboxylate de sodium (RCOONa).



Savon dur



Savon mou

L'industrie du savon est d'une importance capitale, car au-delà du savon qu'on obtient, le glycérol récupéré est utilisé dans l'industrie des plastifiants, des cosmétiques et des explosifs.

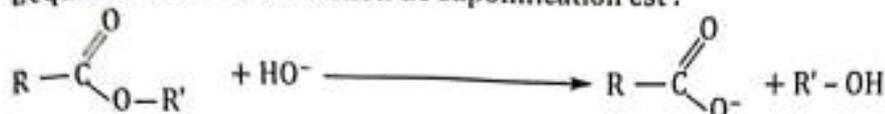


Écris l'équation-bilan de la réaction de saponification de la butyrine.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- La saponification d'un ester est sa réaction chimique avec des ions hydroxyde issus des bases fortes comme la soude.

L'équation-bilan de la réaction de saponification est :



Cette réaction est totale, exothermique mais lente.

- La réaction chimique de préparation d'un savon a pour équation-bilan :



Triester

- On obtient un savon dur avec de l'hydroxyde de sodium ou soude et un savon mou avec de la potasse ou hydroxyde de potassium.

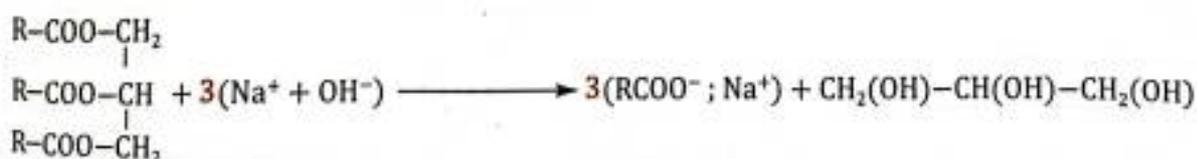
III- MÉTHODES

- Il faut entendre par saponification, la fabrication d'un savon à partir d'un triester gras et de la soude ou de la potasse.
- La formule d'un triester gras se déduit de celle de son acide gras :



Les molécules de triglycérides sont formées de l'union d'une molécule de glycérol et de trois molécules d'acides gras.

- Dans l'exploitation quantitative de l'équation-bilan d'une réaction de saponification, il ne faut jamais oublier de prendre en compte 3 moles du savon produit.



IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

- 1- Donne le nom de l'espèce chimique suivante : $(RCOO^- ; Na^+)$.
- 2- Nomme une réaction chimique qui en produit.

Exercice 2

Reproduis le tableau ci-dessous et mets une croix dans la case qui convient :

	$(RCOO^- ; K^+)$	$CH_3-(CH_2)_8-COOH$	$(RCOO^- ; Na^+)$	$CH_2(OH)-CH(OH)-CH_2(OH)$
Savon mou				
Glycérol				
Savon dur				
Acide gras				

Exercice 3

La saponification est une réaction chimique qui conduit à un ion carboxylate et à un alcool.

A- Les caractéristiques de cette réaction sont :

- 1- lente, totale et exothermique ;
- 2- lente, limitée et exothermique ;
- 3- lente, limitée et athermique ;
- 4- lente, totale et athermique.

B- Les produits de la réaction de saponification sont :

- 1- l'eau et l'ester ;
- 2- l'acide carboxylique et l'alcool ;
- 3- l'ion carboxylate et l'alcool ;
- 4- l'ion carboxylate et l'ion hydroxyde.

Écris la lettre A ou B suivie du numéro de la bonne réponse, pour chacun des cas ci-dessus.

Résolution de l'exercice 1

- 1- Cette espèce chimique est le carboxylate de sodium, formule chimique du savon.
- 2- La saponification est une réaction chimique qui en produit.

Commentaire :

L'ion carboxylate formé au cours de la saponification est issu d'un acide carboxylique qui lui peut être produit par l'hydrolyse d'un ester.

Résolution de l'exercice 2

	$(RCOO^- ; K^+)$	$CH_3-(CH_2)_8-COOH$	$(RCOO^- ; Na^+)$	$CH_2(OH)-CH(OH)-CH_2(OH)$
Savon mou	×			
Glycérol				×
Savon dur			×	
Acide gras		×		

Commentaire :

Le savon mou est obtenu avec la potasse.
Le savon dur est obtenu avec la soude.

Résolution de l'exercice 3

A-1 et B-3

Commentaire :

Ne pas confondre les différentes réactions étudiées.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1. Donne trois (3) exemples de produits alimentaires contenant des acides gras.

2. Recopie le texte ci-dessous et complète-le convenablement avec les mots suivants :
micelles ; hydrophile ; amphiphiles ; hydrophobe ; graisse ; lipophile.

L'une des propriétés d'un savon est sa propriété détergente.

Dans le mélange eau et savon, la tête et la queue du savon se placent de sorte que la queue s'éloigne de l'eau et la tête proche d'elle. Ainsi, la queue.....pénètre dans les taches de et les décolle du support. Les.....des moléculesformées sont entraînées avec les eaux de lavage.

3. Associe chaque chiffre de l'ensemble A à la lettre qui convient dans l'ensemble B.

Exemple : 5-e

A		B
Possède trois fonctions ester	1 •	a • Groupe carboxylate
Possède trois fonctions alcool	2 •	b • Savon
Possède des propriétés détergentes	3 •	c • Triglycéride
Possède des propriétés hydrophiles.	4 •	d • Glycérol

4. Réarrange les mots et groupes de mots suivants de manière à obtenir une phrase correcte en rapport avec les réactions d'un ester.

un alcool. / un acide carboxylique et / et un alcool et en milieu acide / pour produire un ion carboxylate / réactions chimiques / qui ont lieu / La saponification et / sont deux, / respectivement en milieu basique / en donnant / l'hydrolyse d'un ester

5.

1- Écris l'équation-bilan de la réaction de saponification du 2-méthylpropanoate de méthyle.

2- Cite les différences entre la réaction de saponification et celle de l'hydrolyse de l'ester.

6.

1- Écris la formule du triglycéride formé à partir de l'acide hexanoïque.

2- Donne les produits de sa saponification avec la potasse.

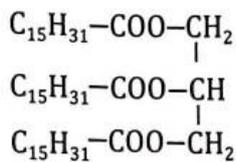
7 La triformine, de formule $\text{HCOOCH}_2 - \text{CHOOCH} - \text{CH}_2\text{OOCH}$ est un triester de glycérol et d'un acide carboxylique.

- 1- Identifie la formule :
 - 1.1- du glycérol ;
 - 1.2- de l'acide carboxylique.
- 2- Donne le nom de cet acide carboxylique.

8 L'oléate de potassium est un savon de formule $(\text{CH}_{17}\text{CH}_{33}\text{COO}^- + \text{K}^+)$. Les savons sont constitués d'une tête hydrophile et d'une queue hydrophobe.

- 1- Définis les termes : hydrophile et hydrophobe.
- 2- Identifie pour ce savon la partie :
 - 2.1- hydrophobe ;
 - 2.2- hydrophile.
- 3- Dis, en justifiant, si ce savon est mou ou dur.

9 La palmitine, un composant essentiel de l'huile de palme, a pour formule semi-développée:



Palmitine

- 1- Nomme la famille à laquelle appartient ce composé organique.
- 2- Identifie dans la palmitine, la formule semi-développée de l'acide palmitique.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'acide palmitique et le glycérol.
- 4- Nomme cette réaction chimique.

10

- 1- Définis un triglycéride.
- 2- Représente le tronc commun à tous les glycérides.

3- Écris la formule semi-développée du triglycéride du glycérol obtenu à partir de l'acide décaïoïque.

4- Détermine la masse molaire de ce triglycéride.
Données : en g/mol : $M_C = 12$; $M_H = 1$; $M_O = 16$

11 Tu disposes d'une masse m de méthanoate de méthyle que tu fais réagir avec de la soude en excès.

Donnée : $m = 90$ g

- 1- Donne :
 - 1.1- la fonction chimique du méthanoate de méthyle ;
 - 1.2- le nom de la réaction chimique qui se déroule.
- 2- Écris l'équation-bilan de cette réaction.
- 3- Détermine la masse de chacun des produits en fin de réaction chimique.

12 Ton professeur de Physique-Chimie met à ta disposition deux acides gras A_1 et A_2 .

- A_1 de masse molaire $M_1 = 284$ g/mol ;
- A_2 ayant pour pourcentage en masse de dioxygène 12,5 %.

- 1- Détermine la formule brute de chacun de ces acides.
- 2- Nomme chacun de ces acides.
- 3- Écris la formule semi-développée du triester obtenu par réaction chimique entre A_1 et le glycérol.
- 4- Par réaction chimique avec une espèce chimique en excès, ce triester peut donner un produit usuel mou.
 - 4.1- Donne le nom et la formule de cette espèce chimique.
 - 4.2- Écris la formule chimique et le nom de ce produit usuel.

Situations d'évaluation

13 Au cours d'une séance de travaux pratiques au laboratoire de ton établissement, ton groupe de travail doit déterminer la masse minimale d'hydroxyde de sodium concentrée pour le faire réagir avec un ester E.

Pour cela, après les expériences réalisées, le professeur vous donne les résultats ci-dessous :

- l'ester E de masse molaire M résulte de l'action de l'éthanol sur un acide carboxylique A ;

- l'hydrolyse d'une masse m de l'ester E permet d'obtenir A ;
- l'acide formé est uniquement dosé par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C ; l'équivalence est atteinte pour un volume V de solution basique versée ;
- la réaction de l'ester de masse m avec une solution concentrée et chaude d'hydroxyde de sodium pendant un temps suffisant

permet d'obtenir la quantité maximale de carboxylate de sodium.

Données :

- $M = 102 \text{ g}$; $m = 5,1 \text{ g}$; $V = 16,5 \text{ mL}$;
 $C = 1 \text{ mol/L}$

• Masses molaires atomiques en g/mol : $M_H = 1$;

$M_O = 16$; $M_C = 12$ et $M_{Na} = 23$.

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Donne les noms et formules semi-développées de A et E.
- 2- Écris l'équation-bilan de l'hydrolyse de E.
- 3- Détermine :
 - 3.1- la quantité de matière n_A d'acide formée ;
 - 3.2- la quantité de matière n_E de l'ester hydrolysé ;
 - 3.3- le pourcentage d'ester hydrolysé.
- 4- Détermine la masse minimale m d'hydroxyde de sodium utilisé.

14 Pendant les vacances scolaires, un groupe de femmes de fabrication artisanale du savon « kabakrou » de ton village te sollicite pour déterminer la masse éventuelle de savon qu'il veut préparer. Pour cela, elles disposent d'une masse m d'huile de palme contenant essentiellement de la palmitine, de la soude, de l'éthanol et le matériel nécessaire.

Données :

- $m = 200 \text{ kg}$;
- l'acide palmitique est un acide carboxylique de formule $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$.

- 1- Donne :
 - 1.1- le rôle de l'éthanol dans le mélange réactionnel ;
 - 1.2- la formule semi-développée de la palmitine, triester du glycérol obtenu à partir de l'acide palmitique.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction de saponification de la palmitine par la soude en excès.
- 3- Nomme les produits formés.

- 4- Détermine la masse :
 - 4.1- de polyol obtenu ;
 - 4.2- de savon obtenu.

15 Au laboratoire de Chimie de ton établissement scolaire, votre professeur vous amène à déterminer le rendement de la réaction chimique entre la butyryne (substance grasse du beurre) et la soude. Pour cela, il met à la disposition de ton groupe de travail, le matériel nécessaire pour la réalisation des expériences.

Tu es désigné(e) pour la manipulation et la rédaction du rapport.

- Tu mélanges une masse m_1 de butyryne et la solution de soude en excès dans un ballon à fond plat.
- Tu chauffes à reflux le mélange pendant environ trente minutes.
- Après refroidissement, tu y ajoutes une solution saturée de chlorure de sodium et après filtration et séchage, tu obtiens un solide de masse m' .

Données :

- $m_1 = 10 \text{ g}$; $m' = 8,5 \text{ g}$; masse molaire de la butyryne : $M_1 = 302 \text{ g/mol}$; masse molaire du butanoate de sodium $M = 110 \text{ g/mol}$.
- La butyryne est synthétisée par la réaction entre l'acide butanoïque et le glycérol.

1- Nomme :

- 1.1- la réaction chimique qui a lieu entre l'acide butanoïque et le glycérol ;
- 1.2- la réaction chimique entre la butyryne et la soude.

2- Écris :

- 2.1- l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu entre l'acide butanoïque et le glycérol ;
- 2.2- l'équation-bilan de la réaction chimique entre la butyryne et la soude.

3- Détermine le rendement r de cette réaction chimique.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Les types d'acides gras

Il existe trois types d'acides gras :

- les acides gras saturés ;
- les acides gras mono-insaturés (la chaîne carbonée contient une double-liaison) ;
- les acides gras polyinsaturés (contenant plusieurs doubles-liaisons).

1- Les acides gras saturés

• Les acides gras saturés sont des acides carboxyliques de formule brute $C_nH_{2n}O_2$ et de formule semi-développée $CH_3-(CH_2)_{n-2}COOH$. n est généralement pair. Les acides gras naturels possèdent une chaîne carbonée de 4 à 36 atomes de carbone.

Le premier de ces acides est l'acide butyrique ($n = 4$).

Exemples

Nombre d'atomes de carbone	Formule semi-développée	Nom officiel	Nom usuel
4	$CH_3-(CH_2)_2-COOH$	Acide butanoïque	Acide butyrique
6	$CH_3-(CH_2)_4-COOH$	Acide hexanoïque	Acide caproïque
8	$CH_3-(CH_2)_6-COOH$	Acide octanoïque	Acide caprylique
10	$CH_3-(CH_2)_8-COOH$	Acide décanoïque	Acide caprique
12	$CH_3-(CH_2)_{10}-COOH$	Acide dodécanoïque	Acide laurique
16	$CH_3-(CH_2)_{14}-COOH$	Acide hexadécanique	Acide palmitique
20	$CH_3-(CH_2)_{18}-COOH$	Acide eicosanoïque	Acide arachidique

2- Les acides gras mono-insaturés (la chaîne carbonée contient une double-liaison)

Exemples

Nombre d'atomes de carbone	Formule semi-développée	Nom usuel
16	$CH_3-(CH_2)_5-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$	Acide palmitoléique
18	$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$	Acide oléique

3- Les acides gras polyinsaturés (contenant plusieurs doubles-liaisons).

Exemple

Nombre d'atomes de carbone	Formule semi-développée	Nom usuel
18	$CH_3-(CH_2)_4-CH=CH-CH_2-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$	Acide linoléique

LEÇON

6

LES ACIDES α -AMINÉS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Définir	les acides α -aminés.
Connaître	la nomenclature des principaux acides α -aminés.
Connaître	les propriétés acido-basiques des acides α -aminés : - en solution aqueuse ; - en milieu acide ; - en milieu basique.
Définir	la liaison peptidique.
Interpréter	la réaction chimique entre deux acides α -aminés.
Connaître	les dipeptides et les peptides.
Définir	les protéines.
Réaliser	la réaction de Biuret.
Interpréter	quelques propriétés chimiques de la liaison peptidique : - la réaction de Biuret ; - l'hydrolyse de la liaison peptidique.

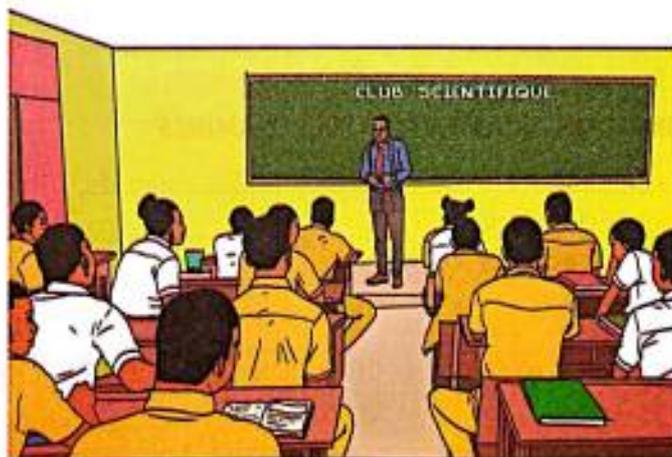
NOTIONS ESSENTIELLES

- Acides α -aminés
- Liaison peptidique
- Dipeptides
- Peptides
- Protéines
- Réaction de Biuret

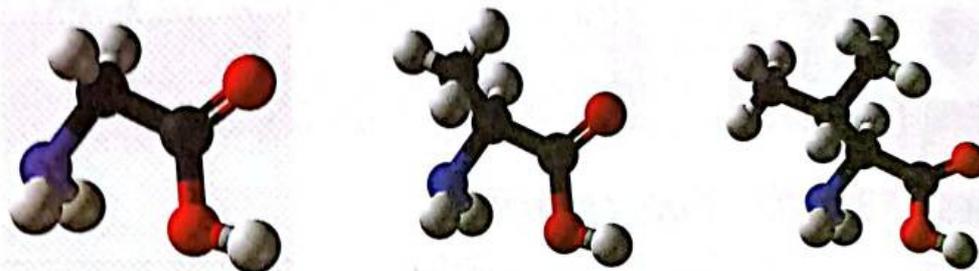
SITUATION D'APPRENTISSAGE

Dans le cadre de ses activités, le club scientifique de ton Lycée organise une conférence au foyer en vue de renforcer les connaissances des élèves. Au cours de cette rencontre d'échanges, le conférencier affirme que les acides α -aminés, molécules de la matière vivante, participent à la fabrication des protéines, macromolécules importantes pour le bon fonctionnement du corps humain.

Le lendemain, les élèves de la terminale D₂, ayant participé à cette conférence, en parlent en classe à leur Professeur de Physique-Chimie. Ensemble, sous la conduite de celui-ci, les élèves décident de connaître la nomenclature des acides α -aminés, leurs propriétés chimiques, la liaison peptidique et les protéines.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉFINIR LES ACIDES α -AMINÉSDocument 1 : Modèles moléculaires de trois acides α -aminés

Observe le document 1 ci-dessus.

- 1- Indique le nombre de fonction de chaque molécule.
- 2- Nomme ces fonctions.
- 3- Donne la définition d'un acide α -aminé.
- 4- Écris la formule générale des acide α -aminés.

Je fais le point de l'activité

1- Fonctions des molécules présentées

Les molécules présentées à travers ces modèles moléculaires possèdent chacune deux groupements fonctionnels différents : un groupement carboxyle ($-\text{COOH}$) et un groupement amino ($-\text{NH}_2$), tous deux portés par le même atome de carbone.

2- Définition

Un acide α -aminé est un composé organique qui possède un groupement carboxyle ($-\text{COOH}$) et un groupement amino ($-\text{NH}_2$), liés au même atome de carbone appelé carbone α .

La formule générale des acides α -aminés s'écrit : $\text{R}-\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}-\text{COOH}$

Le groupe R peut être un atome d'hydrogène, un groupe alkyle ou un groupe comportant des cycles aromatiques. Il peut aussi posséder d'autres fonctions chimiques telles que la fonction alcool, la fonction amide etc.

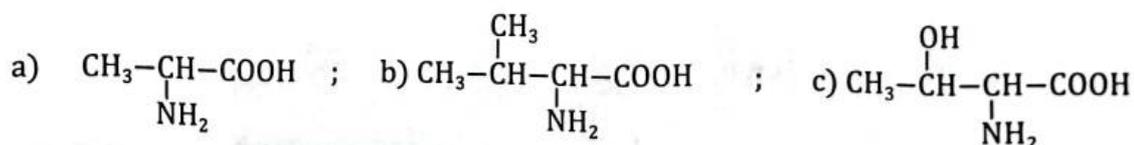
J'évalue mes acquis

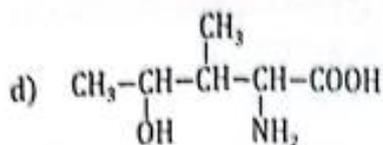


Définis un acide α -aminé.

ACTIVITÉ 2 : NOMMER LES PRINCIPAUX ACIDES α -AMINÉS

- 1- Donne la règle de nomenclature des principaux acides α -aminés.
- 2- Nomme les composés ci-dessous.
- 3- Présente les principaux acides α -aminés.





Je fais le point de l'activité

1- Règle de nomenclature

Un acide α -aminé est nommé comme un acide carboxylique, en intercalant « 2-amino » après le mot « acide ». Si l'acide α -aminé comporte d'autres groupements fonctionnels, ceux-ci sont d'abord cités avant les groupements alkyles.

2- Noms des composés

- Acide 2-aminopropanoïque
- Acide 2-amino-3-méthylbutanoïque
- Acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque
- Acide 2-amino-4-hydroxy-3-méthylpentanoïque

Remarque : le groupe OH devient ici « hydroxy ».

3- Les principaux acides α -aminés

Il existe 20 principaux acides α -aminés. Ils sont tous indispensables à l'homme. Certains d'entre eux, appelés aminoacides essentiels (par exemples la valine, la leucine, la phénylalanine) doivent être apportés par l'alimentation (aliments animaux et végétaux) car ils ne peuvent être synthétisés par l'organisme humain.

Le tableau ci-dessous donne le nom, l'abréviation et la formule semi-développée de vingt principaux acides α -aminés entrant dans la constitution des protéines.

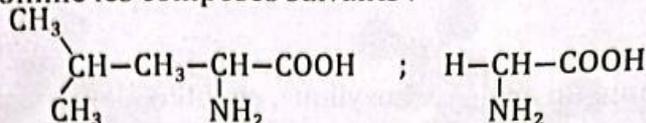
glycine (Gly)	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	alanine (Ala)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
valine (Val)*	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \end{array}$	leucine (Leu)*	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{NH}_2 \end{array}$
isoleucine (Ileu)*	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2 \quad \text{NH}_2 \end{array}$	Sérine (Ser)	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{NH}_2 \end{array}$
thréonine (Thr)*	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{NH}_2 \end{array}$	cystéine (Cys)	$\begin{array}{c} \text{HS}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$
méthionine (Met)	$\text{CH}_3-\text{S}-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2	acide aspartique (Asp)	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2
Asparigine (Asn)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{NH}_2 \end{array}$	acide glutamique (Glu)	$\text{HOOC}-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2
Glutamine (Gln)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{NH}_2 \end{array}$	lysine (Lys)*	$\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2
Arginine (Arg)	$\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\ \\ \text{C}-\text{NH}-(\text{CH}_2)_3-\text{COOH} \\ \\ \text{HN} \end{array}$	phénylalanine (Phe)*	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2
Tyrosine (Tyr)	$\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2	tryptophane (Try)*	$\text{C}_8\text{H}_6\text{N}_2-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH}$ NH_2
Histidine (His)*	$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \quad \\ \text{N} \quad \text{NH}_2 \end{array}$	Proline (Pro)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH} \\ \quad \\ \quad \quad \text{NH} \\ \quad \quad \\ \quad \quad \text{COOH} \end{array}$

Les acides α -aminés dont les noms sont marqués d'astérisque (*) dans le tableau sont dits essentiels. Ils sont indispensables au maintien du taux d'azote dans le corps.

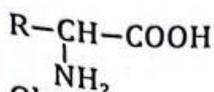
J'évalue mes acquis



Nomme les composés suivants :



ACTIVITÉ 3 : DÉCOUVRIR LES PROPRIÉTÉS ACIDO- BASIQUES DES ACIDES α -AMINÉS EN SOLUTION AQUEUSE



Observe la molécule d'acide α -aminé ci-dessus.

- 1- Cite les espèces chimiques responsables des propriétés acido-basiques des acides α -aminés.
- 2- Écris l'équation de l'équilibre chimique qui se produit lors du transfert d'un proton à l'intérieur de la molécule d'acide α -aminé.
- 3- Nomme l'ion qui se forme.
- 4- Donne ses caractéristiques.

Je fais le point de l'activité

1- Les espèces chimiques responsables des propriétés acido-basiques des acides α -aminés

Les acides α -aminés possèdent à la fois la fonction acide carboxylique et la fonction amine.

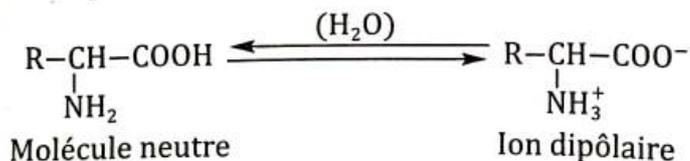
Le groupe (-COOH) a un caractère acide : il est susceptible de donner un proton H^+ .

Quant au groupe (-NH₂) qui a un caractère basique, il est un capteur de proton H^+ .

La proximité de ces groupes facilite le transfert intramoléculaire du proton H^+ du groupe (-COOH) vers le groupe (-NH₂).

2- Équation d'équilibre chimique lors du transfert de proton à l'intérieur de la molécule.

En solution aqueuse, il se forme un ion dipolaire par une réaction équilibrée. On a ainsi l'équilibre chimique d'équation :



3- L'ion formé et ses caractéristiques

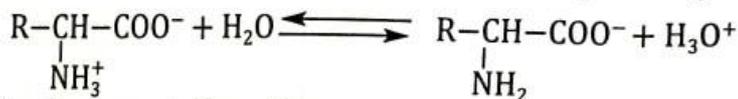
L'ion dipolaire formé est appelé **amphion ou zwitterion**. C'est la forme majoritaire sous laquelle l'acide α -aminé se présente en solution.

L'amphion est donc à la fois un anion et un cation globalement neutre du point de vue électrique.

La molécule $\text{R}-(\text{CH})(\text{NH}_2)-\text{COOH}$ n'existe pratiquement pas en solution aqueuse.

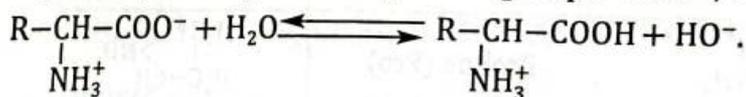
- Caractère acide de l'amphion

L'amphion est susceptible de libérer un proton de par son groupe - NH₃⁺ ; c'est un acide.



- Caractère basique de l'amphion

L'amphion peut capter un proton de par son groupe -COO⁻ ; c'est une base.



Le zwitterion présentant à la fois un caractère acide et un caractère basique est un **ampholyte**.
 En solution aqueuse, les acides α -aminés existent essentiellement sous trois formes : amphion, cation et anion. La **prédominance** d'une des trois formes est liée au **pH**.
 En solution très acide, on trouve principalement le cation, en solution très basique, l'anion et en solution neutre, le zwitterion.

Le zwitterion reste majoritaire dans un domaine de pH compris entre 2 et 9.

Exemple

Pour l'alanine, en plus des deux espèces $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$ et surtout $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COO}^-$ présentes dans l'eau pure, deux autres espèces chimiques peuvent exister en solution aqueuse.

- En milieu acide, on a le cation $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COOH}$ qui est l'acide conjugué de l'amphion $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COO}^-$.
- En milieu basique on a l'anion $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COO}^-$ qui est la base conjuguée de l'amphion $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_3^+)\text{-COO}^-$.

J'évalue mes acquis



Exercice-1

L'acide aminoéthanoïque en solution aqueuse est presque exclusivement sous forme d'un amphion.

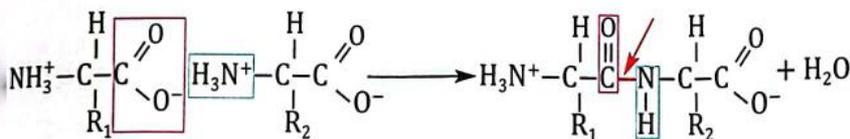
- 1- Donne sa formule semi-développée.
- 2- Écris la formule de l'amphion correspondant.

Exercice-2

Représente en fonction du pH, l'espèce prédominante caractérisant la présence de la glycine dans une solution aqueuse.

ACTIVITÉ 4 : DÉFINIR LA LIAISON PEPTIDIQUE

Observe le schéma de la réaction chimique entre deux amphions issus de deux acides α -aminés.



Document 2 : Schéma de formation de la liaison peptidique

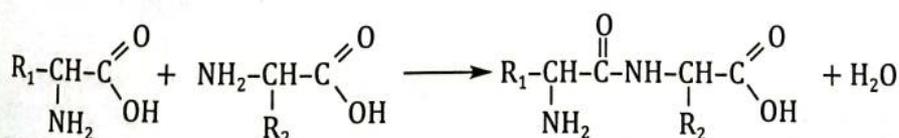
- 1- Explique la formation de la liaison peptidique (liaison en rouge).
- 2- Définis la liaison peptidique.

Je fais le point de l'activité

1- Formation d'un groupe amide

Le groupe ($-\text{COO}^-$) est issu du radical carboxyle ($-\text{COOH}$) de l'acide α -aminé (R_1) et le groupe ($-\text{NH}_3^+$) du radical amino (NH_2) de l'acide α -aminé (R_2). Ainsi, la liaison covalente simple formée entre le carbone et l'azote (C-N) de ces deux radicaux est appelée **liaison peptidique**. L'acide α -aminé obtenu est appelé dipeptide. La réaction de formation d'un **dipeptide** est appelée réaction de condensation.

Plus généralement, on a :



La liaison peptidique est caractérisée par le groupe d'atomes $-\text{CO}-\text{NH}-$ (groupe amide). Elle est formée lors de l'élimination d'une molécule d'eau (réaction de condensation) entre le groupe carboxyle ($-\text{COOH}$) d'un acide α -aminé et le groupe amino (NH_2) d'un autre acide α -aminé.

2- Définition

Une liaison peptidique est une liaison covalente qui s'établit entre la fonction carboxyle portée par le carbone α d'un acide aminé et la fonction amino portée par le carbone α d'un autre acide aminé.

Remarques :

- Une molécule de dipeptide possède un groupe amino à une extrémité et un groupe carboxyle à l'autre.
- La condensation de plusieurs dipeptides engendre une macromolécule appelée polyamide ou polypeptide. La structure d'un polyamide se détermine en donnant l'ordre d'enchaînement des acides α -aminés qui le constituent.

J'évalue mes acquis



Définis une liaison peptidique.

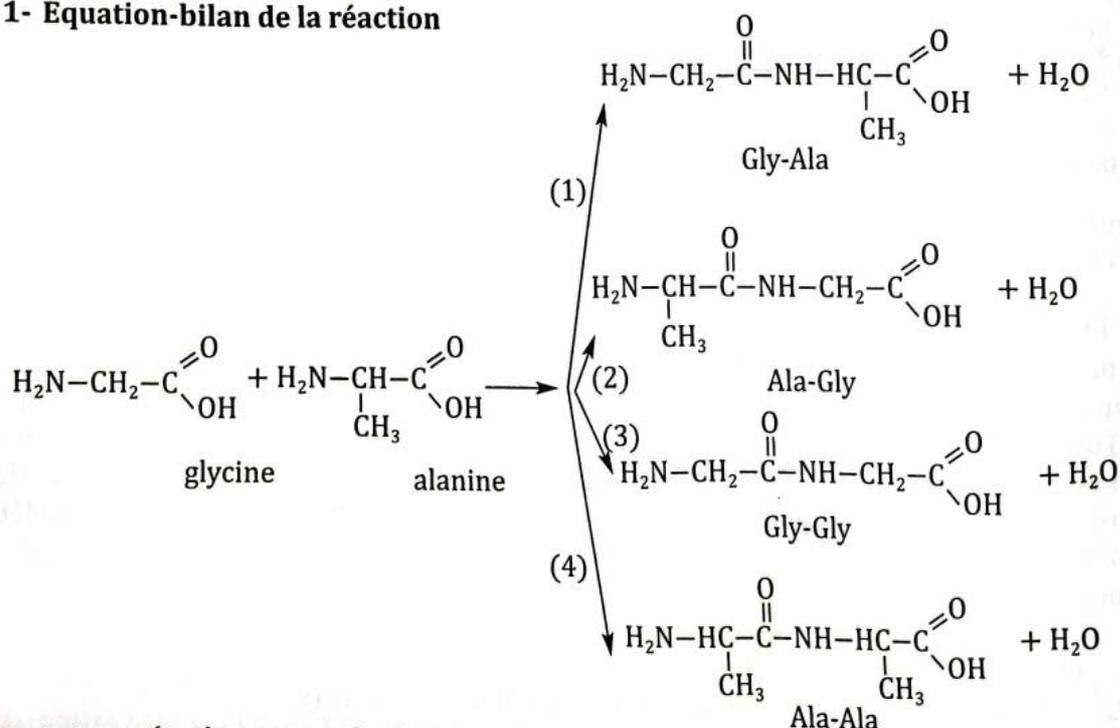
ACTIVITÉ 5 : INTERPRÉTER LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE DEUX ACIDES α -AMINÉS

Tu considères un mélange équimolaire de deux acides α -aminés, la glycine et l'alanine. La condensation entre ces deux acides α -aminés peut se faire de différentes manières.

- 1- Écris l'équation-bilan de cette réaction de condensation.
- 2- Interprète-la et conclus.

Je fais le point de l'activité

1- Équation-bilan de la réaction



2- Interprétation et conclusion

Chaque molécule d'acide α -aminé possède deux fonctions ; une fonction amine et une fonction carboxyle. On a donc les combinaisons suivantes :

Glycine-alanine (Gly-Ala), alanine -glycine (Ala-Gly), glycine -glycine (Gly-Gly) et alanine -alanine (Ala-Ala). On obtient quatre différents composés.

J'évalue mes acquis

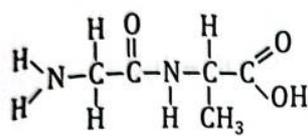


Trouve les noms des produits issus de la réaction entre la thréonine (Thr) et la méthionine (Met).

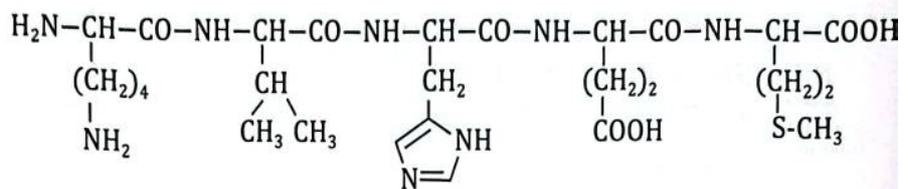
ACTIVITÉ 6 : IDENTIFIER LES DIPEPTIDES ET LES PEPTIDES

Observe le document 3.

- 1- Indique le nombre de molécules d'acides α -aminés constituant les composé 3.a et 3.b.
- 2- Déduis-en les définitions d'un dipeptide et d'un peptide.
- 3- Explique la synthèse d'un peptide.



3.a



3.b

Document 3 : Molécules de dipeptide et de peptide

Je fais le point de l'activité

1- Nombre de molécules d'acides α -aminés constituant les composé 3.a. et 3.b

- Le composé 3. a contient une liaison peptidique. Il est formé de deux acides α -aminés : c'est un dipeptide.
- Le composé 3. b contient quatre liaisons peptidiques. Il est formé de cinq acides α -aminés : c'est un peptide.

2- Définitions

- Un dipeptide est une molécule constituée de deux acides α -aminés, assemblés par une liaison peptidique.
- Un peptide est un composé naturel ou synthétique qui résulte de l'enchaînement d'au moins deux acides α -aminés unis par des liaisons peptiques.

Les peptides sont des polymères d'acides α -aminés de masse molaire assez faible ($M < 10 \text{ kg/mol}$). Ce sont des composés organiques présents dans la plupart des tissus vivants, et qui participent à de nombreuses fonctions biologiques. Les peptides ou polypeptides proviennent de la condensation au maximum de 50 à 100 molécules d'acides α aminés.

3- Synthèse d'un peptide

La synthèse chimique d'un dipeptide s'effectue schématiquement en quatre grandes phases :

- la protection des fonctions chimiques qui doivent rester libres dans le dipeptide ;
- l'activation du groupe $-\text{COOH}$ participant à l'établissement de la liaison peptidique ;
- la réaction de synthèse proprement dite, avec la formation de la liaison peptidique ;
- la régénération des fonctions chimiques bloquées.

Ainsi, pour synthétiser un dipeptide à partir de deux acides α -aminés A et B. On procède de la façon suivante :

Cas 1 :

- On active le groupe amino NH_2 de A et le groupe carboxyle de B.
- On bloque le groupe carboxyle de A et le groupe amino de B.

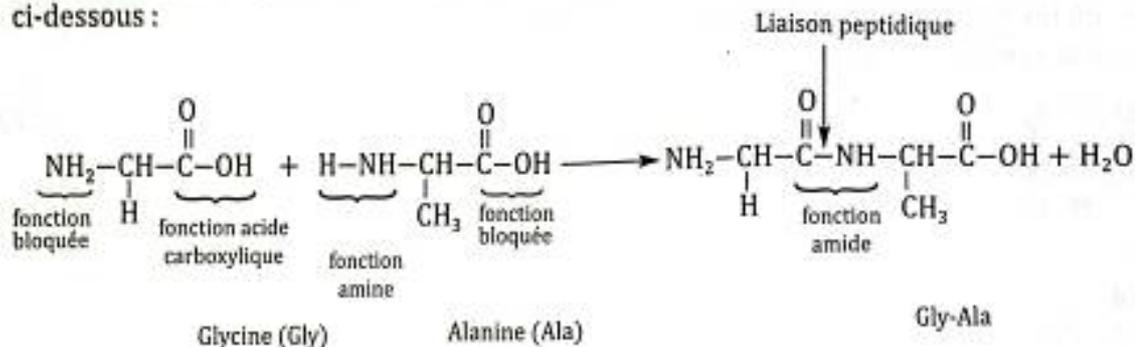
Cas 2 :

- On active le groupe carboxyle de A et le groupe amino de B.
- On bloque le groupe amino NH_2 de A et le groupe carboxyle de B.

Cas pratique : Synthèse de la glycine-alanine

- Blocage de la fonction amine et activation de la fonction carboxylique de la glycine.
- Blocage de la fonction carboxylique et activation de la fonction amine de l'alanine.

Dans ces conditions, la condensation entre ces deux acides α -aminés se traduit comme indiquée ci-dessous :

**J'évalue mes acquis**

Définit :

- 1- un dipeptide ;
- 2- un peptide.

ACTIVITÉ 7 : DÉFINIR LES PROTÉINES

Tu disposes de l'information ci-dessous.

« Les peptides sont des chaînes courtes d'acides α -aminés qui fonctionnent comme des briques de construction pour les protéines. »

- 1- Dis de quoi les protéines sont constituées.
- 2- Définis une protéine.

Je fais le point de l'activité**1- Constitution des protéines**

Les protéines sont constituées de peptides, eux-mêmes obtenus par condensation d'acides α -aminés.

2- Définition

Les protéines sont des macromolécules, composées d'acides α -aminés, reliés par des liaisons peptidiques, présentes chez les organismes vivants et essentielles à leur fonctionnement.

Elles proviennent de la condensation de plus de 50 molécules d'acides α -aminés et ayant une masse molaire supérieure à 10 kg/mol.

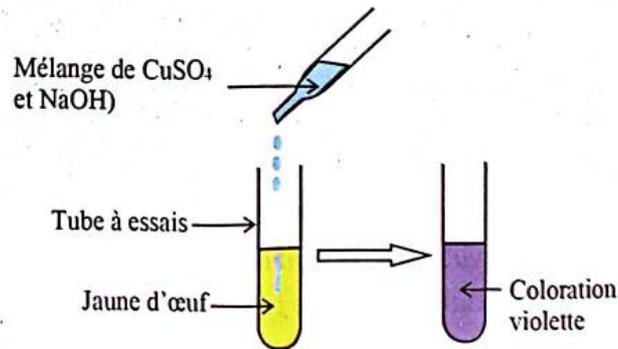


Complète la phrase suivante.

Les macromolécules, composées d'acides α -aminés reliés par des liaisons, sont appelées

ACTIVITÉ 8 : INTERPRÉTER QUELQUES PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DE LA LIAISON PEPTIDIQUE

- I- Tu réalises l'expérience décrite ci-dessous, appelée réaction de Biuret (document 4).
 - 1- Place du jaune d'œuf dans un tube à essais.
 - 2- Ajoute goutte à goutte au jaune d'œuf, du sulfate de cuivre et de la soude (à 20 %).
 - 3- Qu'observes-tu ?
 - 4- Interprète et conclus.
- II- Les protéines s'hydrolysent comme les esters.
 - 1- Définis l'hydrolyse d'une protéine.
 - 2- Nomme les produits de cette réaction chimique.



Document 4 : Mise en évidence des protéines

Je fais le point de l'activité

I- Réaction de Biuret

1- Observations

On observe une coloration bleu-violacée lorsqu'on verse le mélange de solution de sulfate de cuivre II et de soude au jaune d'œuf.

2- Interprétation et conclusion

En milieu alcalin, les protéines qui possèdent au moins 4 liaisons peptidiques forment avec les ions cuivre (Cu^{2+}), un complexe bleu-violet : c'est la réaction de Biuret.

La réaction de Biuret permet de mettre en évidence les protéines.

II- Hydrolyse des protéines

1- Définition

L'hydrolyse d'une protéine est sa réaction chimique avec l'eau, réaction au cours de laquelle les liaisons peptidiques sont rompues.

2- Les produits de l'hydrolyse d'une protéine

Tout comme on retrouve l'acide carboxylique et l'alcool au cours de l'hydrolyse d'un ester, l'hydrolyse d'une protéine conduit aux acides α -aminés qui la constituent.



Donne le but de la réaction de Biuret.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Un acide α -aminé est un composé organique qui possède un groupement carboxyle ($-\text{COOH}$) et un groupement amino ($-\text{NH}_2$), liés au même atome de carbone appelé **carbone α** .
- L'ion dipolaire appelé **amphion ou zwitterion** est la forme majoritaire sous laquelle l'acide α -aminé se présente en solution : cela lui confère ses propriétés acide et basique.
- Un acide α -aminé est nommé comme un acide carboxylique, en intercalant « 2-amino » après le mot « acide ». Si l'acide α -aminé comporte d'autres groupements fonctionnels, ceux-ci sont d'abord cités avant les groupements alkyles.
- Par condensation, il y a formation de liaison peptidique entre deux acides α -aminés pour former un dipeptide.
- Les protéines sont des polypeptides ou peptides formés à la suite de la condensation de plus de 50 molécules d'acides α -aminés.
- La réaction de Biuret caractérise la liaison peptidique dans les molécules contenant au moins deux liaisons peptidiques.

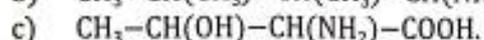
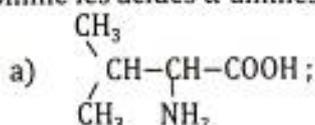
III- MÉTHODES

- Il n'y a pas d'acide α -aminé avec un seul atome de carbone.
- Dans la molécule d'un acide carboxylique, le remplacement d'un atome d'hydrogène au deuxième carbone par le groupe amine (NH_2) donne un acide α -aminé.
- Comme un ester, l'hydrolyse d'un peptide permet de retrouver les composés qui ont participé à sa synthèse. Ce sont :
 - un acide et un alcool pour l'hydrolyse d'un ester ;
 - deux acides α -aminés pour l'hydrolyse d'un dipeptide.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Nomme les acides α -aminés ci-dessous :



Exercice 2

1- Écris la formule de l'espèce majoritaire de la glycine $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ en solution dans les cas ci-dessous :

pH = 2

pH = 7

pH = 12

2- Justifie que l'espèce majoritaire en milieu neutre est un ampholyte.

Exercice 3

- 1- Donne la formule générale d'un acide α -aminé.
- 2- Relève-les groupes caractéristiques qui la composent.
- 3- Nomme ces groupes caractéristiques.

Résolution de l'exercice 1

- a) Acide 2-amino-3-méthylbutanoïque.
- b) Acide 2-amino-3,4-diméthylpentanoïque.
- c) Acide 2-amino-3-hydroxybutanoïque.

Commentaire :

Le nom de chaque acide α -aminé commence par « acide 2-amino ».
S'il ne contient pas le groupe OH, son nom est « acide 2-amino-alcanoïque ».
S'il contient le groupe OH, celui-ci devient hydroxy et non ol comme dans les alcools.

Résolution de l'exercice 2

- 1-
 - Pour $\text{pH} = 2$ (milieu acide), c'est l'amphion du cation qui prédomine : $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COOH}$
 - Pour $\text{pH} = 12$ (milieu basique), c'est l'amphion de l'anion qui prédomine : $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COO}^-$
 - Pour $\text{pH} = 7$ (milieu neutre), c'est la forme zwitterion qui prédomine : on a l'espèce dipolaire.
 $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-$
- 2- $\text{H}_3\text{N}^+-\text{CH}_2-\text{COO}^-$ est un ampholyte car cette espèce peut selon le milieu chimique, se comporter comme un acide ou une base.

Commentaire :

En milieu acide, il y a présence d'ions H^+ . D'où leur capture par le groupe ($-\text{NH}_2$) pour donner (NH_3^+). Donc la prédominance du « cation », tandis qu'en milieu basique c'est le groupe ($-\text{COOH}$) qui libère l'ion H^+ pour donner COO^- . D'où la prédominance de l'anion.

Résolution de l'exercice 3

- 1- $\text{R}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$.
- 2- ($-\text{COOH}$) : groupe carboxylique et ($-\text{NH}_2$) : groupe amino.
- 3- L'appellation d'acide α -aminé se justifie par le fait que la molécule d'un tel composé organique comporte à la fois les groupes carboxyle et amine, tous deux situés sur le même carbone, appelé carbone α .

Commentaire :

La présence de ces groupes dans une molécule ne justifie pas que le composé organique est un acide α -aminé a priori car en plus, ils doivent être situés sur le même carbone appelé carbone α (le carbone lié au groupe carboxylique).

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Réarrange les mots ou groupes de mots ci-dessous de manière à obtenir une phrase correcte en rapport avec la liaison peptidique.

caractérisée/ se forme/ et le groupe amine/ par condensation/ par le groupe amide, / entre/ d'un autre acide α -aminé. / d'un acide α -aminé/ La liaison/ le groupe carboxylique/ peptidique,

2 Recopie puis complète les phrases ci-dessous avec les mots et groupes de mots qui conviennent :

- Une solution aqueuse d'.....aminé obtenue par dissolution de celui-ci dans l'eau pure, contient principalement le
- Une protéine est une formée par l'enchaînement d'acidesreliés entre eux par une.....

3 La formule d'un composé organique A est : $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH(NH}_2\text{)-COOH}$.

1- Le nombre de fonctions chimiques principales dans la molécule de A est :

- a) 1 ; b) 2 ; c) 3 ; d) 4.

2- Le composé A est :

- a) un acide carboxylique ; b) un amide ;
c) un acide α -aminé ; d) un ester.

3- La condensation de deux molécules de A conduit à la formation :

- a) d'un dipeptide ; b) d'une protéine ;
c) d'un triglycéride ; d) d'un polypeptide.

Recopie, pour chacune des propositions

ci-dessus, le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

4 Soit les affirmations ci-dessous.

- 1- La molécule d'un acide α -aminé contient au moins deux atomes de carbone.
- 2- La réaction de Biuret permet de caractériser un acide α -aminé.
- 3- Un peptide est constitué de protéines.
- 4- La liaison peptidique est une liaison covalente carbone-carbone.

Écris le numéro suivi de la lettre V si l'affirmation est vraie ou de la lettre F si elle est fausse.

5 Reproduis le tableau ci-dessous puis mets un croix dans la case qui convient.

	Contient des liaisons peptidiques	Positif au test de Biuret	Contient les fonctions acide carboxylique amine
Acide α -aminé			
Dipeptide			
Polypeptide			
Protéine			

6 Cite deux propriétés chimiques de la liaison peptidique.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

7 Tu disposes d'un composé organique B de formule semi-développée : $\text{CH}_3\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$

1- Donne la fonction chimique et le nom officiel de B.

2- Écris les formules semi-développées du ou des produits obtenus dans chacun des cas ci-dessous :

2.1- dissolution de B dans l'eau pure ;

2.2- condensation de deux molécules de B ;

2.3- hydrolyse du dipeptide obtenu à partir de deux molécules de B.

8 L'hydrolyse complète d'un peptide a permis d'identifier les acides α -aminés le constituant :

- un élément glycine (gly) ;

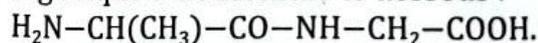
- deux éléments alanine (ala) ;

- un élément valine (val).

L'acide α -aminé N-terminal est la glycine et l'acide α -aminé C-terminal est l'alanine.

Écris les formules possibles de ce peptide en utilisant le symbolisme avec les abréviations de trois lettres.

9 Ton professeur te propose un composé organique P de formule ci-dessous :



1- Donne le nom de ce composé.

2- Écris les formules semi-développées des acides α -aminés utilisés pour sa synthèse.

3- Indique la formule semi-développée du dipeptide P' isomère de P.

10 Le glutathion est un tripeptide. Pour déterminer sa structure, tu disposes de résultats ci-dessous.

- L'hydrolyse complète du glutathion donne la glycine, la cystéine et l'acide glutamique en quantités équimolaires.
- L'hydrolyse partielle du glutathion conduit à deux dipeptides P et P'. Par hydrolyse ultérieure, P conduit à la cystéine et à la glycine, P' donne la cystéine et l'acide glutamique.
- La glycine est l'acide C-terminal.

- 1- Interprète les résultats ci-dessus.
- 2- Propose une structure pour le glutathion.

11 L'alanine de formule $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$ constitue deux couples acide/base de constantes

d'acidité $\text{pK}_{\text{A}1} = 2,2$ et $\text{pK}_{\text{A}2} = 9,8$.

- 1- Donne les fonctions et le nom en nomenclature officielle de ce composé organique.
- 2- Identifie l'amphion correspondant.
- 3- Écris les équilibres chimiques correspondants.
- 4- Précise les couples acido-basiques correspondant au $\text{pK}_{\text{A}1}$ et au $\text{pK}_{\text{A}2}$.

12 Tu disposes des composés organiques de formules semi-développées ci-dessous :

- a) $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$;
- b) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$;
- c) $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$;
- d) $\text{CH}_3\text{-COOH}$.

- 1- Donne le nom et la fonction chimique de chacun d'eux.
- 2- Cite les couples de ces composés qui peuvent se condenser pour donner un dipeptide.
- 3- Écris l'équation-bilan de cette réaction chimique.

Situations d'évaluation

13 Tu es élève d'une classe de terminale D. Après la leçon sur les acides α -aminés, le professeur veut vérifier vos acquis. Pour cela, il vous demande de déterminer la formule semi-développée et le nom d'un acide α -aminé A. Les informations ci-dessous sont alors données.

- L'acide α -aminé A a pour formule $\text{R-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$ où R est un radical alkyle ramifié saturé.
- La réaction de condensation entre deux molécules de A conduit à un dipeptide D de masse molaire M.

Données : $M = 188 \text{ g/mol}$; $M(\text{eau}) = 18 \text{ g/mol}$

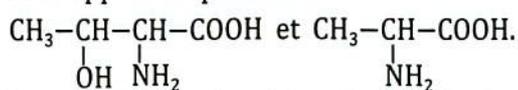
Tu présentes ta production.

- 1- Définis :
 - 1.1- un acide α -aminé ;
 - 1.2- une réaction de condensation entre deux molécules d'acides α -aminés.
- 2- Détermine la masse molaire de A et déduis-en sa formule brute.
- 3- Détermine la formule semi-développée des isomères de A et donne leur nom.
- 4- Identifie A.

14 Le professeur de Physique-Chimie de ta classe de terminale D décide de renforcer vos acquis. Pour cela, il propose à ton groupe de travail de représenter les différents dipeptides contenus dans une boisson énergisante, riche en protéines

et spécialement conçue pour l'effort. Il met alors à la disposition du groupe les résultats ci-dessous obtenus à la suite des expériences effectuées.

- Cette boisson contient notamment de la thréonine (thr) et de l'alanine (Ala) de formules semi-développées respectives :



- Le mélange équimolaire de la réaction de condensation entre la thréonine et l'alanine contient différents dipeptides.

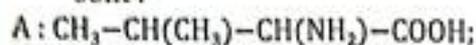
Tu es désigné (e) comme le rapporteur du groupe.

- 1- Identifie :
 - 1.1- les constituants d'une protéine ;
 - 1.2- les fonctions chimiques se trouvant dans la molécule de thréonine.
- 2- Justifie que la thréonine et l'alanine appartiennent à la famille des acides α -aminés.
- 3- Donne :
 - 3.1- le nom du groupe caractéristique formé lors de la réaction de condensation, au niveau de la liaison peptidique ;
 - 3.2- le nombre de dipeptides différents contenus dans le mélange équimolaire de cette boisson.

4- Représente ces dipeptides en utilisant les abréviations des deux acides α -aminés.

13 Tu es élève d'une classe de terminale scientifique d'un lycée. Pendant le cours de Chimie, le Professeur demande à ton groupe de travail de déterminer un ion dipolaire issu d'un acide α -aminé B en vue de vérifier son caractère amphotère. Pour cela, il donne les informations ci-dessous.

- $A + B \longrightarrow D + H_2O$ (1)
- Les formules semi-développées de A et B sont :



- Le principe de la synthèse de D est telle que l'acide α -aminé N-terminal est A et l'acide α -aminé C-terminal est B.

Données : Masses molaires en g/mol: $M_A = 117$;
 $M_B = 174$; $M_{eau} = 18$.

Tu es le rapporteur.

1- Donne :

- 1.1- la fonction chimique de A et de B ;
- 1.2- le nom systématique de A.
- 1.3- le nom de la réaction chimique qui se produit entre A et B ;
- 1.4- la nature du composé D, et la liaison spécifique qu'il renferme.

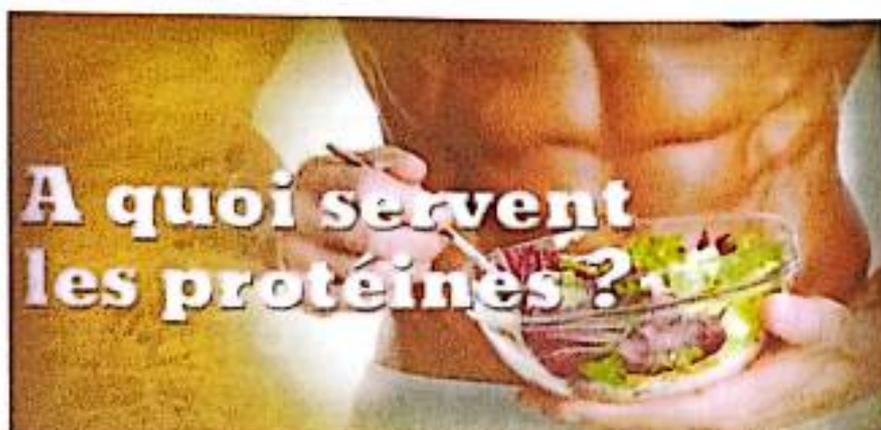
2- Détermine la masse molaire, la formule semi-développée et le nom de B.

3- Écris :

- 3.1- l'équation-bilan (1) ;
- 3.2- la formule de l'ion dipolaire que donne la dissolution de B en milieu neutre.

4- Justifie que cet ion est un zwitterion et prouve son caractère amphotère.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX



Essentielles à l'organisme, les protéines y jouent un rôle structural (au niveau musculaire ou encore cutané) mais sont également impliquées dans de très nombreux processus tels que la réponse immunitaire (anticorps), le transport de l'oxygène dans l'organisme (hémoglobine), ou encore la digestion (enzymes digestives).

Exemple :

- La myoglobine, pigment respiratoire contenu dans les muscles striés des vertébrés, $M = 66.000$ g/mol.
- Le collagène est la protéine la plus abondante chez les vertébrés. Il se trouve dans les os, la peau, les tendons et les cartilages.
- La kératine présente dans l'épiderme, les cheveux, les ongles, les écailles, les sabots et les plumes.
- Le fibrinogène est une protéine plasmatique sanguine responsable de la coagulation du sang.
- La myosine : elle se lie à l'actine protéine musculaire pour donner l'actomyosine qui en raccourcissant provoque la contraction des muscles

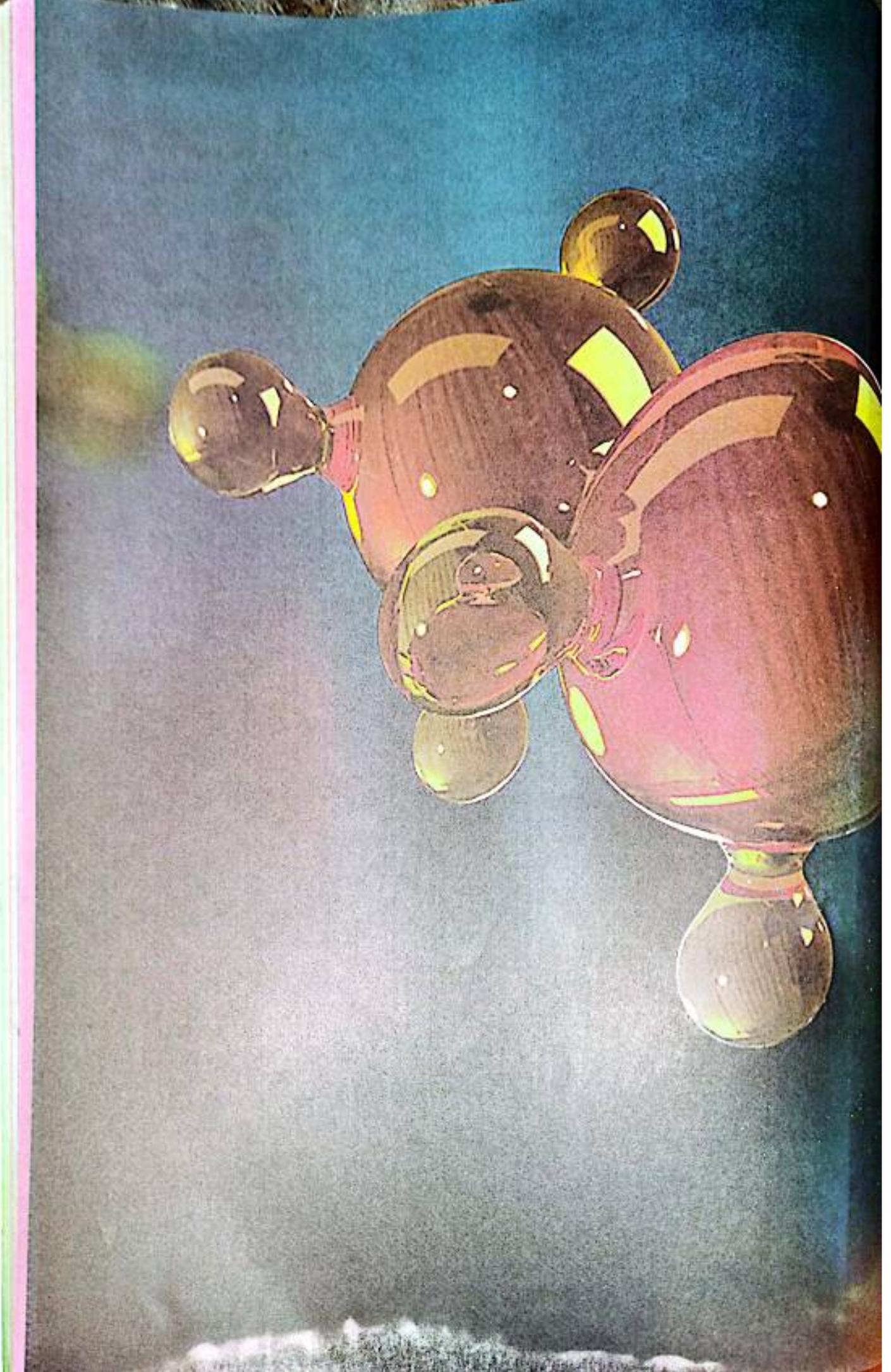
Quel est le besoin en protéine par jour ?

Les besoins d'une personne sédentaire sont d'environ 0,8 g de protéines par kilogramme de poids et par jour (soit 44 g par jour pour une femme de 55 kilogrammes, ce qui représente par exemple 120 grammes de viande, un yaourt et 30 grammes de fromage répartis dans la journée).

Où trouver des protéines ?

Les protéines occupent, dans le monde vivant, une place importante. Chaque organisme fabrique ses propres protéines à partir de celles qu'il trouve dans les aliments.





SOLUTIONS AQUEUSES

NOTION DE pH

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

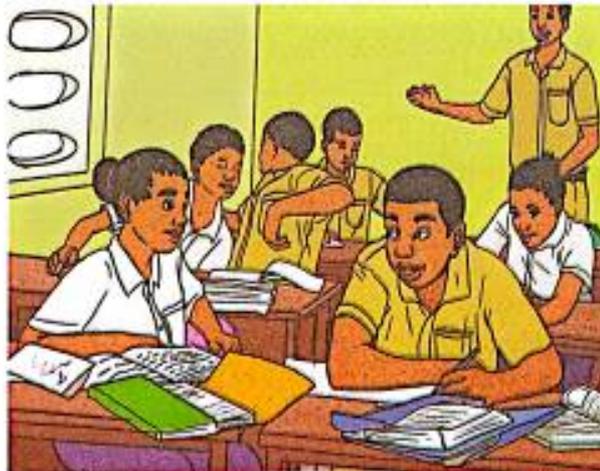
HABILITÉS	CONTENUS
Connaître	quelques propriétés de l'eau.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.
Définir	le produit ionique de l'eau.
Déterminer	- la concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution aqueuse ; - la concentration massique d'une espèce en solution.
Vérifier	l'électroneutralité d'une solution aqueuse.
Définir	le pH d'une solution aqueuse.
Connaître	la limite de validité de la relation : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.
Utiliser	- l'expression du produit ionique de l'eau ; - l'électroneutralité d'une solution aqueuse ; - la relation de conservation de la matière.
Déterminer	le pH d'une solution aqueuse.
Classer	les solutions aqueuses en fonction de leur pH.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Solution aqueuse ionique
- Solvant et soluté
- Concentrations molaires volumiques et concentrations massiques
- Neutralité électrique d'une solution
- Autoprotolyse de l'eau
- Produit ionique
- pH d'une solution
- Classification des solutions aqueuses

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève de la terminale D, affirme lors d'une discussion avec son ami de classe, que toutes les solutions aqueuses contiennent des ions hydronium H_3O^+ et hydroxydes OH^- . Son ami soutient que les solutions neutres n'en contiennent pas. Pour en savoir davantage sur les solutions aqueuses, les deux élèves entreprennent le lendemain avec leurs camarades de classe et sous la supervision de leur professeur, de connaître quelques propriétés de l'eau, de définir le produit ionique de l'eau, de déterminer les concentrations et le pH des solutions aqueuses.

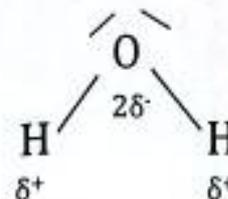


I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : RAPPELER QUELQUES PROPRIÉTÉS DE L'EAU

Le document 1 donne la représentation de Lewis de la molécule d'eau.

- 1- Dédus de cette représentation, le pouvoir solvant de l'eau.
- 2- Rappelle le processus de dissolution d'un composé ionique dans l'eau à partir de son pouvoir solvant.



Document 1 : Représentation de Lewis de la molécule d'eau

Je fais le point de l'activité

1- Pouvoir solvant de l'eau

La molécule d'eau est constituée d'un atome d'oxygène (O) et de deux atomes d'hydrogène (H). La représentation de Lewis montre deux doublets libres sur l'atome d'oxygène qui lui confèrent une charge partielle δ^- . Quant aux deux atomes d'hydrogène, pauvres en électrons, ils portent des charges partielles δ^+ . Ce qui confère à la molécule d'eau un caractère dipolaire.

Ce caractère dipolaire de l'eau lui permet de dissoudre un certain nombre de substances solides, liquides ou gazeuses : on obtient alors des solutions aqueuses de ces substances. L'eau est le solvant tandis que la substance dissoute est le soluté.

2- Processus de dissolution d'un composé ionique dans l'eau

Lors de la dissolution d'un composé ionique dans l'eau, les charges partielles δ^- portées par les atomes d'oxygène de l'eau entourent les ions positifs (les cations) du composé ionique, pendant que les charges partielles δ^+ portées par les atomes d'hydrogène de l'eau entourent les ions négatifs (les anions) du composé ionique.

Grâce aux forces électrostatiques, le cristal est disloqué, les ions sont solvatés, puis dispersés dans la solution pour éviter leur agrégation.

L'eau est donc un solvant ionisant, dissociant, hydratant et dispersant.

J'évalue mes acquis



Recopie et complète le texte ci-dessous par les mots suivants : ionisant, dissociant, dispersant.

L'eau dissout facilement les composés ioniques. La dislocation du réseau cristallin des composés ioniques dans l'eau montre bien que l'eau est un solvant Cette dislocation est suivie de la dispersion des ions dans la solution : l'eau est encore un solvant L'eau favorise aussi l'ionisation des composés moléculaires : c'est un solvant

ACTIVITÉ 2 : DÉTERMINER LA CONCENTRATION MOLAIRES VOLUMIQUE ET LA CONCENTRATION MASSIQUE VOLUMIQUE

- 1- Rappelle la définition de la concentration :
 - molaire volumique d'une solution ;
 - molaire volumique d'une espèce chimique dans une solution ;
 - massique d'une espèce chimique dans une solution.
- 2- Établis la relation entre la concentration molaire et la concentration massique d'un soluté.
- 3- Écris l'équation de l'électroneutralité d'une solution aqueuse.

Je fais le point de l'activité

1- Concentration molaire et concentration massique

- La concentration molaire volumique d'une solution est la quantité de matière de soluté dissout par unité de volume de la solution. Elle est notée C et s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$C = \frac{\text{quantité de matière du soluté (en mole)}}{\text{volume de la solution (en litre)}} = \frac{n}{V}$$

- La concentration molaire volumique d'une espèce chimique X (ion, molécule ...) dans une solution est la quantité de matière de l'espèce X par unité de volume de la solution. Elle est notée $[X]$ et s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$[X] = \frac{\text{quantité de matière de l'espèce } X \text{ dans la solution (en mole)}}{\text{volume de la solution (en litre)}} = \frac{n_x}{V}$$

- La concentration massique d'une espèce chimique X en solution est la masse de l'espèce X par unité de volume de la solution. Elle est notée C_x et s'exprime en $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$C_x = \frac{m_x}{V} = \frac{\text{masse de } X \text{ introduite (en gramme)}}{\text{volume de la solution (en litre)}}$$

2- Relation entre la concentration molaire et la concentration massique

La concentration massique C_x d'une espèce de masse molaire M est liée à la concentration molaire volumique C par la relation $C_x = \frac{C}{M}$.

3- Équation de l'électroneutralité

Toutes les solutions aqueuses sont électriquement neutres.

Pour un composé $X_\alpha Y_\beta$ en solution aqueuse, l'équation de l'électroneutralité s'écrit :

$$\sum(\alpha[X^{\alpha+}]) = \sum(\beta[Y^{\beta-}])$$

$[X^{\alpha+}]$: concentration des espèces chimiques chargées positivement.

$[Y^{\beta-}]$: concentration des espèces chimiques chargées négativement.

Exemple : Solution aqueuse de chlorure de calcium : $[Cl^-] = 2[Ca^{2+}]$

J'évalue mes acquis



Un volume V de solution de sulfate d'aluminium ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) a été obtenu par dissolution d'une masse m de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ solide.

Données :

$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $V = 250 \text{ mL}$; $m = 17,1 \text{ g}$

1- Écris l'équation-bilan de la réaction de dissolution de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dans l'eau.

2- Détermine :

2.1- la concentration molaire volumique C de la solution de sulfate d'aluminium ;

2.2- la concentration massique C_x de sulfate d'aluminium en solution ;

2.3- les concentrations molaires volumiques des ions Al^{3+} et SO_4^{2-} dans cette solution.

3- Vérifie l'électroneutralité de la solution.

ACTIVITÉ 3 : PRÉPARER UNE SOLUTION AQUEUSE

- 1- Prépare une solution aqueuse d'un composé ionique de concentration molaire volumique C (en mol. L⁻¹) :
 - à partir d'une masse m du soluté solide ;
 - à partir de la dilution d'une solution initiale.
- 2- Décris le mode opératoire dans chaque cas.

Je fais le point de l'activité**1- Préparation par dissolution d'une masse m dans un volume V de solvant****1.1- Masse à peser**

On désire préparer un volume V d'une solution de concentration molaire volumique C . Quelle masse faut-il peser ?

On sait que $C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV$.

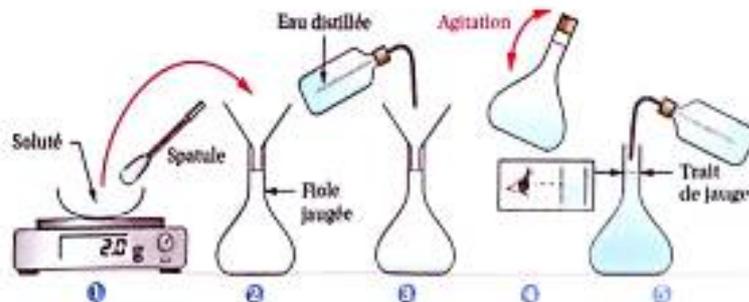
Or $n = \frac{m}{M}$. La masse à peser se calcule alors par la relation : $m = CMV$

La concentration molaire volumique C est en mol.L⁻¹, la masse molaire M est en g.mol⁻¹, le volume V est en L, donc la masse est en g.

1.2- Mode opératoire

Lorsqu'on a calculé la masse m à peser, on procède à la préparation avec les étapes suivantes :

- peser la masse m en (g) ;
- introduire cette masse dans une fiole jaugée de volume V ;
- ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pissette ;
- homogénéiser en agitant le mélange jusqu'à dissolution totale du soluté.

**2- Préparation par dilution d'une solution initiale.****2.1- Définition de la dilution**

Diluer une solution, c'est ajouter de l'eau distillée à cette solution.

Lorsqu'on dilue une solution, la quantité de matière est conservée mais la concentration diminue.

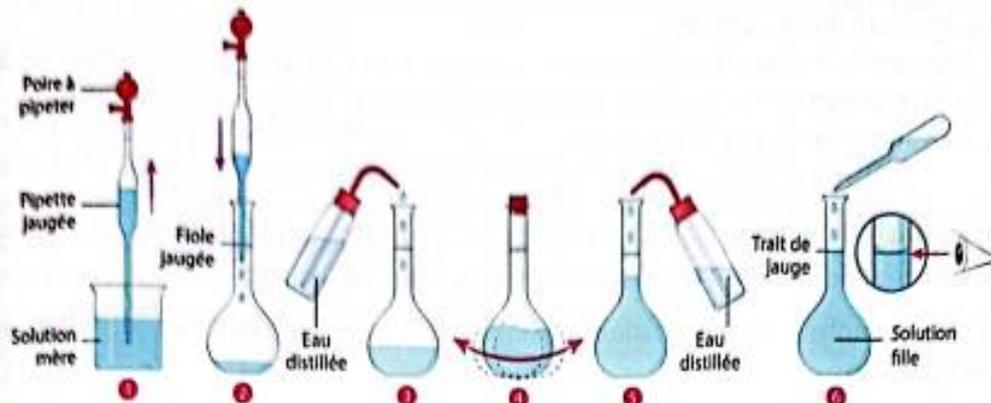
2.2- Volume à prélever ou volume à diluer.

Si on désire diluer une solution initiale notée S_i , de concentration molaire volumique C_i , pour obtenir une solution finale S_f de volume V_f et de concentration molaire volumique C_f , on doit d'abord déterminer le volume de la solution initiale à prélever à partir de la relation $C_i V_i = C_f V_f$. Cette relation découle de la conservation de la quantité de matière. Ce qui permet d'exprimer $V_i = \frac{C_f V_f}{C_i}$.

Remarque : le rapport $K = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i}$ est appelé facteur de dilution ; il renseigne sur le nombre de fois que la solution initiale est diluée.

2.3- Mode opératoire

- Prélever le volume V_1 à l'aide d'une pipette graduée convenable.
- Introduire ce volume dans une fiole jaugée de volume égal au volume V_1 de la solution finale.
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pissette ou d'un compte-gouttes.
- Homogénéiser en agitant.



J'évalue mes acquis



Exercice 1

Tu désires préparer un volume V de solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration molaire volumique C .

Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V = 2 \text{ L}$; $C = 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 1- Détermine la masse m de chlorure de sodium à peser.
- 2- Décris le mode opératoire.

Exercice 2

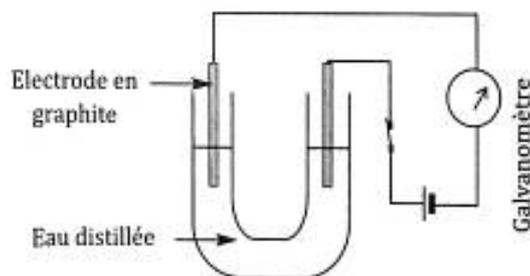
Tu prépares une solution de chlorure de sodium de volume V et de concentration molaire volumique C , à partir d'une solution initiale de concentration molaire volumique C_0 .

Données : $V = 100 \text{ mL}$, $C = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $C_0 = 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

- 1- Détermine le volume V_0 à prélever.
- 2- Décris le mode opératoire.

ACTIVITÉ 4 : DÉFINIR LE PRODUIT IONIQUE DE L'EAU

- 1- Réalise l'expérience schématisée ci-contre (document 2).
(Attention ! Expérience difficile à réaliser à faible tension électrique)
- 2- Qu'observes-tu ?
- 3- Interprète et conclus.
- 4- Donne l'expression du produit ionique de l'eau et sa valeur à 25°C .



Document 2 : Conductibilité électrique de d'eau

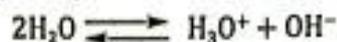
Je fais le point de l'activité**1- Autoprotolyse de l'eau****1.1- Observation**

On note une déviation de l'aiguille du galvanomètre ; ce qui indique le passage d'un courant électrique dans l'eau distillée.

1.2- Interprétation et conclusion

L'eau distillée contient donc des ions qui ne peuvent provenir que de sa propre ionisation (échange de proton entre deux molécules d'eau) : on parle de l'autoprotolyse de l'eau.

L'équation de l'autoprotolyse de l'eau s'écrit :



En conclusion, on retient que l'eau pure contient des ions hydronium H_3O^+ et des ions hydroxyde OH^- , lui permettant de conduire le courant électrique, mais faiblement.

Remarque : Une protolyse est une réaction chimique au cours de laquelle il y a transfert de proton d'une espèce à l'autre.

2- Produit ionique de l'eau

Le produit des concentrations des ions hydronium H_3O^+ et des ions hydroxyde OH^- dans une solution aqueuse est noté K_e ; il est appelé produit ionique de l'eau.

$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_e$. On définit aussi le $\text{p}K_e = -\log K_e$

K_e reste constante dans toutes les solutions aqueuses et ne varie qu'avec la température.

À 25°C, $K_e = 10^{-14}$ et $\text{p}K_e = 14$

À 0°C, $K_e = 1,1 \cdot 10^{-15}$ et $\text{p}K_e = 14,96$

À 60°C, $K_e = 10^{-13}$ et $\text{p}K_e = 13$

J'évalue mes acquis

Pour chacune des affirmations ci-dessous, recopie le numéro et écris à la suite V si l'affirmation est vraie ou F si elle est fausse.

- 1- Le produit ionique de l'eau à 25°C est $K_e = 10^{-14}$.
- 2- Le produit ionique de l'eau varie avec la température.
- 3- Le produit ionique de l'eau varie avec les concentrations des espèces chimiques dans une solution.
- 4- L'équation de l'autoprotolyse de l'eau est : $2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$.

ACTIVITÉ 5 : DÉFINIR LE pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE

- 1- Définis le pH d'une solution aqueuse à partir de la concentration en ions H_3O^+ .
- 2- Rappelle les méthodes de mesure du pH d'une solution aqueuse.
- 3- Classe les solutions aqueuses en fonction de leur pH.

Je fais le point de l'activité

1. Définition du pH d'une solution aqueuse

Le pH d'une solution aqueuse caractérise sa concentration en ions hydronium H_3O^+ . Il est défini par la relation : $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
Cette relation n'est valable que pour des solutions de concentration molaire C telle que : $10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \leq C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

2- Mesure du pH d'une solution aqueuse

* On mesure le pH d'une solution aqueuse avec un papier pH ou avec un pH-mètre.

En réalité, un pH-mètre est un voltmètre qui mesure la tension entre deux électrodes (demi-piles). Il faut l'étalonner avant chaque mesure pour avoir des valeurs précises.

* pH de quelques solutions aqueuses à 25°C :

Solutions	Coca cola	Eau distillée	Savon	Vinaigre	Eau de mer	Eau de chaux
pH	2,5	7	9 à 10	3	8	12,5

3- Classification des solutions aqueuses

- Solution acide : une solution aqueuse est acide si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ et $\text{pH} < \frac{1}{2} \text{p}K_e$.

Une solution est d'autant plus acide que son pH est faible.

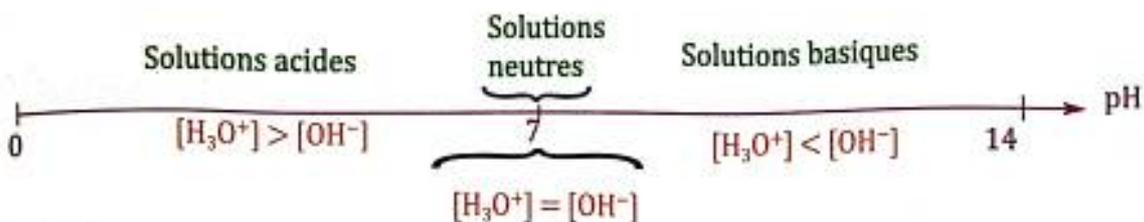
- Solution basique : une solution aqueuse est basique si $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $\text{pH} > \frac{1}{2} \text{p}K_e$.

Une solution est d'autant plus basique que son pH est grand.

- Solution neutre : une solution est neutre si $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ et $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e$.

4- Échelle du pH à 25°C

À 25°C, le pH des solutions aqueuses varie de 0 à 14.



J'évalue mes acquis



À 60 °C, $\text{p}K_e = 13$.

1- À cette température, une solution a un $\text{pH} = 6,5$.

Cette solution est : a) acide ; b) neutre ; c) basique.

2- À cette température, une solution contient $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$.

1.1- Cette solution a un pH égal à : a) 8 ; b) 5 ; c) 4.

1.2- Sa concentration en ions OH^- (en mol.L^{-1}) est : a) $1,25 \cdot 10^{-9}$; b) $1,25 \cdot 10^{-10}$; c) $8 \cdot 10^{-5}$.

Écris, pour chaque cas, la réponse juste.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau. Le corps dissout dans l'eau est le soluté.
- Dans une solution aqueuse, il peut avoir plusieurs espèces chimiques. La concentration d'une espèce chimique X se note $[X]$; $[X] = \frac{n_X}{V}$. Si la solution est constituée uniquement d'un soluté alors la concentration molaire de la solution est notée $C = \frac{n_X}{V}$.
- La réaction d'autoprotolyse de l'eau est un transfert de proton d'une molécule à une autre. Elle engendre des ions OH^- et H_3O^+ .
- Le produit $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ dans une solution aqueuse reste constant à une température donnée. Ce produit est appelé produit ionique de l'eau. À 25°C, $K_e = 10^{-14}$; $\text{p}K_e = -\log K_e = 14$.
- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
- $\text{pH} < \frac{1}{2} \text{p}K_e$ pour les solutions acides.
- $\text{pH} > \frac{1}{2} \text{p}K_e$ pour les solutions basiques.
- $\text{pH} = \frac{1}{2} \text{p}K_e$ pour les solutions neutres.

III- MÉTHODES

Pour calculer les concentrations des espèces chimiques dans une solution, il faut :

- 1- d'abord écrire les équations-bilans des réactions chimiques ;
- 2- recenser ensuite les ions et les molécules effectivement présents dans la solution ;
- 3- chercher à calculer les quantités de matière de chaque espèce dans la solution ;
- 4- utiliser la formule de calcul : $[X] = \frac{n_X}{V}$ pour calculer la concentration de chaque espèce chimique recensée ;
- 5- utiliser le pH pour calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et vice versa ;
- 6- utiliser le produit ionique K_e pour calculer $[\text{OH}^-]$ ou $[\text{H}_3\text{O}^+]$;
- 7- vérifier l'électro neutralité à la fin pour s'assurer de l'exactitude des résultats trouvés.

IV - EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Tu disposes d'une solution aqueuse de chlorure de calcium CaCl_2 de concentration molaire volumique $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- La concentration molaire volumique en ions Cl^- est :
a) $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; b) $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$; c) $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 2- L'équation de l'électro neutralité de cette solution se traduit par :
a) $2[\text{Ca}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$; b) $2 [\text{Ca}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$;
c) $[\text{Ca}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$.

Écris la lettre correspondant à la bonne réponse pour chaque cas.

Exercice 2

Reproduis le tableau ci-dessous et pour chacune des affirmations ci-dessous, coche la case « vrai » si l'affirmation est vraie ou la case « faux » si elle est fausse.

N°	Affirmations	Vrai	Faux
1	L'eau est un solvant polaire ionisant.		
2	Le produit ionique est noté K_e et sa valeur vaut 14 à 25°C .		
3	Une solution de $\text{pH} = 6,7$ est basique à 60°C où le $\text{p}K_e = 13$.		
4	Une solution d'acide nitrique est électriquement neutre.		

Exercice 3

Tu ajoutes un volume d'eau à un volume V' d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique C .

Données : $V = 90 \text{ mL}$; $V' = 10 \text{ mL}$; $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Nomme l'opération effectuée.
- 2- Détermine la concentration molaire de la nouvelle solution obtenue.
- 3- Calcule le coefficient de dilution K .

Exercice 4

Ton professeur te demande de préparer un volume V de solution de chlorure de sodium NaCl de concentration molaire C .

Données : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $V = 2 \text{ L}$; $C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Détermine la masse m de chlorure de sodium à peser.
- 2- Décris le mode opératoire.

Exercice 5

On dissout une masse m de solution de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dans un volume V_1 d'eau puis on ajoute à cette solution un volume V_2 d'une solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire volumique C_2 .

Données : $M_{\text{Al}} = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{S}} = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{O}} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $m = 17,1 \text{ g}$; $V_1 = 200 \text{ mL}$;
 $V_2 = 50 \text{ mL}$; $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Écris les équations-bilans de dissolution de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ et de NaOH dans l'eau.
- 2- Calcule les concentrations molaires volumiques des ions présents dans ce mélange.
- 3- Vérifie que ce mélange est électriquement neutre.
- 4- Calcule le pH de ce mélange.

Résolution de l'exercice 1

1) c et 2) b

Commentaire :

Écris d'abord l'équation de la dissolution de CaCl_2 dans l'eau. Remarque que cette dissolution produit 2 mol d'ions Cl^- . Le bilan molaire donne $[\text{Cl}^-] = 2[\text{Ca}^{2+}] = 2C$.

Résolution de l'exercice 2

N°	Affirmations	Vrai	Faux
1	L'eau est un solvant polaire ionisant.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2	Le produit ionique est noté K_e et sa valeur vaut 14 à 25°C.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
3	Une solution de pH = 6,7 est basique à 60°C où le $\text{p}K_e = 13$.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4	Une solution d'acide nitrique est électriquement neutre.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Commentaire :

Il faut s'assurer par les calculs ou les données du cours que la proposition est vraie ou fausse.

Cas de la proposition N° 2 : $K_e = 10^{-14}$ et non 14.

Cas de la proposition N° 3 : $\frac{1}{2} \text{p}K_e = 6,5 < \text{pH} = 6,7$ donc la solution est basique.

Résolution de l'exercice 3

1- L'opération est la dilution.

2- Concentration de la nouvelle solution : $C' = \frac{CV}{C'}$ AN : $C' = \frac{0,01 \times 10}{10 + 90}$ $C' = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.3- Coefficient de dilution : $K = \frac{C}{C'}$; $K = 10$, la solution initiale a été diluée 10 fois.**Commentaire :**

Les volumes s'additionnent, donc le volume final est la somme des volumes

$$V_f = 90 + 10 = 100 \text{ mL}$$

Il faut savoir qu'au cours d'une dilution, la quantité de matière est conservée : $C.V = C'.V'$.

Résolution de l'exercice 41- La masse à peser est $m = CMV \Rightarrow m = 0,01 \times (23 + 35,5) \times 2$; $m = 1,17 \text{ g}$.

2- Mode opératoire

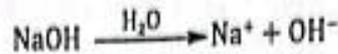
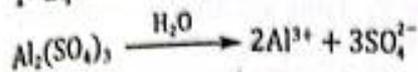
- Peser la masse $m = 1,17 \text{ g}$ de chlorure de sodium avec une balance.
- Introduire cette masse dans une fiole jaugée de volume 2 L.
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge à l'aide d'une pissette.
- Homogénéiser en agitant le mélange avec une spatule jusqu'à dissolution totale des cristaux.

Commentaire :

Voir le cours.

Résolution de l'exercice 5

1. Équations-bilans



2. Concentrations des ions dans le mélange: Al^{3+} ; Na^+ ; H_3O^+ ; OH^- et SO_4^{2-}

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{2.m}{M(V_1 + V_2)} = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}; [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{3.m}{M(V_1 + V_2)} = 0,6 \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = 5 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Vérification de l'électroneutralité

$$3[\text{Al}^{3+}] + [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 0,4 + 2 \cdot 10^{-4} + 5 \cdot 10^{-11} = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2 \times [\text{SO}_4^{2-}] + [\text{OH}^-] = 2 \times 0,6 + 2 \cdot 10^{-4} = 1,2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$3[\text{Al}^{3+}] + [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = 2[\text{SO}_4^{2-}] + [\text{OH}^-]$. L'électroneutralité est vérifiée.

Le pH de ce mélange : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = 10,3$.

Commentaire :

Pour calculer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans un mélange, il faut écrire d'abord les équations de chaque réaction de dissolution.

Il faut ensuite savoir que les quantités de matière de chaque espèce dans le mélange s'additionnent.

Pour l'électroneutralité, il faut utiliser le nombre de charges de chaque ion à multiplier par sa concentration molaire volumique.

Pour calculer les concentrations molaires volumiques, il faut tenir compte du volume du mélange soit $V = V_1 + V_2$.

V- JE M'EXERCE

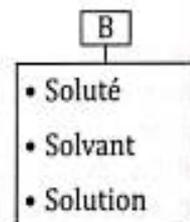
Exercices de fixation/ Application

1 Recopie et complète le texte ci-dessous avec les mots suivants : solvation, dispersant,

l'ionisation ou dispersion.

Lorsqu'un composé ionique se dissout dans l'eau, les molécules d'eau entourent les cations et les anions. Grâce aux interactions électrostatiques, le réseau cristallin est disloqué et les ions piégés entre les molécules d'eau : on parle de la des ions. La dislocation est suivie de la des ions dans la solution : l'eau est donc un solvant hydratant, dissociant et elle favorise aussi des composés moléculaires : c'est un solvant ionisant.

2 Reproduis et relie par un trait chaque nom du diagramme A à sa correspondance dans le diagramme B.



3 Remets dans l'ordre les mots et groupes de mots suivants de manière à obtenir une phrase correcte.

la solution./ volume de / d'une espèce chimique / une solution / dans / le quotient de la quantité / est / de matière / cette / de / le / espèce chimique / par / molaire volumique / La concentration

4 On introduit une masse $m = 1,76$ g de chlorure de sodium NaCl dans un volume $V = 100$ mL d'eau.

1- la concentration molaire volumique de cette solution est :

- a) $C = 17,6 \text{ mol.L}^{-1}$; b) $C = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$;
c) $C = 0,03 \text{ mol.L}^{-1}$

2- La concentration massique est

- a) $0,176 \text{ g.L}^{-1}$; b) $0,3 \text{ g.L}^{-1}$; c) $17,6 \text{ g.L}^{-1}$

Recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la réponse correcte.

5 Le produit ionique de l'eau à 80°C est $K_e = 2,5 \cdot 10^{-13}$.

Une solution aqueuse a, à cette température, un pH de 6,5.

Cette solution à cette température est :

a) acide ; b) basique ; c) neutre.
Écris la bonne réponse.

6 À un volume V_1 d'une solution de sulfate de cuivre II (CuSO_4) de concentration molaire volumique C_1 on ajoute de l'eau distillée pour obtenir une solution de volume V_2 .

Données : $V_1 = 250 \text{ mL}$; $C_1 = 0,50 \text{ mol/L}$;
 $V_2 = 1 \text{ L}$.

Détermine la concentration molaire volumique de la solution diluée.

7 On donne $K_e = 10^{-14}$ à 25°C .

Complète le tableau ci-dessous après l'avoir reproduit :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en mol/L)	$2 \cdot 10^{-2}$		
pH			4,2
$[\text{OH}^-]$ (en mol/L)		$3,16 \cdot 10^{-3}$	

Exercices de renforcement/ Approfondissement

8

1- Détermine le volume de gaz ammoniac NH_3 qu'il faut dissoudre dans un volume V d'eau distillée pour obtenir une solution de concentration molaire volumique C .

Données : volume molaire : $V_M = 24 \text{ L/mol}$;
 $V = 300 \text{ mL}$; $C = 10^{-1} \text{ mol/L}$.

2- La solution obtenue a un pH = 11,1.

- 2.1- Dis si cette solution est acide, basique ou neutre ;
2.2- Détermine la concentration des ions H_3O^+ et OH^- qu'elle contient.

9 On mélange un volume V_1 d'une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration molaire volumique C_1 à un volume V_2 d'une solution de chlorure de sodium (NaCl) de concentration molaire volumique C_2 .

Données : $V_1 = 30 \text{ mL}$; $C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$;
 $V_2 = 50 \text{ mL}$; $C_2 = 0,003 \text{ mol.L}^{-1}$.

1- Écris les équations de dissolution des deux corps dans l'eau.

- 2- Calcule les concentrations molaires volumiques des ions présents dans ce mélange.
3- Calcule le pH du mélange.

10 Une solution de chlorure de fer II FeCl_2 est préparée en dissolvant une masse m de chlorure de fer dans un volume V d'eau. La concentration en ion Cl^- dans la solution obtenue est $[\text{Cl}^-]$.

Données : $V = 500 \text{ mL}$; $[\text{Cl}^-] = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$;
 $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1- Écris l'équation de dissolution de ce composé.
2- Détermine la concentration molaire volumique des ions Fe^{2+} à partir de l'équation d'électroneutralité.
3- Déduis :
3.1- la concentration molaire volumique de la solution ;
3.2- la masse m de chlorure de fer II FeCl_2 dissout.

11 Un mélange de solutions aqueuses est constitué de :

- 50 mL d'une solution de nitrate de sodium ($\text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$) de concentration molaire volumique $C_1 = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$;
 - 25 mL d'une solution de sulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration molaire volumique $C_2 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$;
 - 10 g de chlorure de sodium (NaCl) de masse molaire $M = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$;
 - 20 mL d'une solution de sulfate d'aluminium ($2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$) de concentration molaire volumique $C_3 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et 95 mL d'eau.
- 1- Détermine les quantités de matière de chaque ion dans ce mélange.
 - 2- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
 - 3- Vérifie l'électroneutralité du mélange.

12 À partir d'une solution commerciale de soude (NaOH) de concentration molaire volumique C_0 , on désire préparer un volume V_1 d'une solution de concentration molaire volumique C_1 .

Données : $C_0 = 10 \text{ mol.L}^{-1}$; $V_1 = 2 \text{ L}$;

$$C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} ; V_1 = 25 \text{ mL}$$

- 1- Détermine le volume V_0 de la solution commerciale de soude à prélever.
- 2- On verse un volume V'_1 de la solution diluée précédente dans une fiole de 500 mL et on complète à l'eau pure jusqu'au trait de jauge. on obtient une nouvelle solution S_2 de concentration molaire volumique C_2 .
 - 2.1- Calcule la concentration molaire volumique C_2 de la solution S_2 .
 - 2.2- Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans la solution S_2 .
 - 2.3- Déduis le pH de S_2 .

Situations d'évaluation

13 Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur vous demande de préparer un volume $V = 500 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse en mélangeant :

- un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate de sodium Na_2SO_4 de concentration molaire $C_1 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$;
- un volume $V_2 = 200 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de sodium NaNO_3 de concentration molaire $C_2 = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$;
- un volume $V_3 = 10 \text{ mL}$ d'une solution de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ de concentration molaire $C_3 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;

Tu es le rapporteur du groupe.

- 1- Écris l'équation-bilan de dissolution de chaque composé dans l'eau.
- 2- Fais l'inventaire des ions présents dans ce mélange.
- 3- Détermine la concentration molaire volumique de chaque ion dans ce mélange.
- 4- Vérifie que la solution obtenue est électriquement neutre.

14 Pour mieux vous faire assimiler la technique de dilution d'une solution aqueuse, votre professeur utilise une bouteille d'acide chlorhydrique commercial portant les inscriptions suivantes :

- Densité : $d = 1,2$.
- Pourcentage en masse d'acide pur (HCl) : 35%.
- Masse molaire moléculaire $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

À partir de cette solution, le professeur prépare 500 mL de solution diluée de concentration molaire volumique $C' = 1,15 \text{ mol.L}^{-1}$. Tu es désigné (e) pour répondre aux consignes suivantes :

- 1- Détermine la quantité de matière d'acide pur contenu dans 1 L de la solution commerciale.
- 2- Déduis la concentration molaire C_0 de la solution commerciale.
- 3- Détermine :
 - 3.1- le volume V_0 de la solution commerciale à prélever pour préparer les 500 mL ;
 - 3.2- le taux de dilution.
- 4- Propose un protocole expérimental sachant qu'on dispose d'une fiole jaugée de 500 mL.

15 Afin de mieux maîtriser les techniques de préparation des solutions aqueuses, ton camarade de classe assiste le laborantin de son lycée effectuer une série de préparations.

Dans un premier temps, le laborantin utilise une fiole jaugée de 500 mL pour préparer une solution aqueuse S_0 d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire $C_0 = 0,1 \text{ mol/L}$.

Ensuite, il prépare une solution S_1 en mélangeant un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ de solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl de concentration molaire volumique $C_1 = 0,8 \text{ mol/L}$ à un volume $V_0 = 2 \text{ mL}$ de la solution S_0 .

Enfin, le laborantin prélève un volume V_2 du mélange S_1 et y verse une solution aqueuse de sulfate de cuivre II CuSO_4 utilisé en excès. Il se forme un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Ce précipité récupéré, séché et pesé, a une masse $m = 9,75$ mg.

Afin de répondre aux consignes suivantes, ton camarade te sollicite pour l'aider.

Données : $K_e = 10^{-14}$ à 25°C . Masses molaires atomiques (en g/mol) $M_{\text{Na}} = 23$; $M_{\text{O}} = 16$; $M_{\text{Cu}} = 63,5$; $M_{\text{H}} = 1$; $M_{\text{Cl}} = 35,5$; .

Les ions présents dans le mélange S_1 obtiennent pas entre eux.

- 1- Détermine la masse m_0 de NaOH solide
- 2- Détermine :
 - 2.1- la concentration molaire volumique de chaque ion présent dans le mélange
 - 2.2- le pH de la solution S_1 .
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction de formation du précipité.
- 4- Détermine le volume V_2 de solution S_1 pris

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Le pH-mètre

Un pH-mètre est généralement constitué d'un boîtier électronique permettant l'affichage de la valeur numérique du pH et d'une électrode de verre permettant la mesure.

Son fonctionnement est basé sur le rapport qui existe entre la concentration en ions H_3O^+ (défini par le pH) et la différence de potentiel électrochimique qui s'établit dans le pH-mètre une fois plongé dans la solution étudiée. Celui-ci est constitué de deux électrodes, l'une standard dont le potentiel est constant et connu (appelée électrode de référence), l'autre à potentiel variable (fonction du pH, appelée électrode de verre). Ces deux électrodes peuvent être combinées ou séparées. À $\text{pH} = 7$ (neutre, ni acide, ni basique) le potentiel entre les deux électrodes est nul. Une fois l'appareil étalonné à l'aide de solutions tampon (souvent de pH 4, 7 et 10), on peut déterminer la valeur du pH par simple corrélation de la différence de potentiel évoluant proportionnellement à la valeur du pH selon cette formule :

$$\Delta E = a(\text{pH}_a - \text{pH}_b) + b$$

ΔE est la différence de potentiel entre les deux électrodes.

pH_a est le pH de la solution à mesurer.

pH_b est le pH de la solution de référence.

a et b dépendent de l'appareil, ils sont révélés lors de l'étalonnage du pH-mètre.



TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

HABILITÉS	CONTENUS
Définir	un acide fort.
Citer	quelques mono acides forts.
Connaître	les caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.
Connaître	- la relation $\text{pH} = -\log C$ pour un monoacide fort. - les limites de validité de la relation $\text{pH} = -\log C$.
Définir	une base forte.
Citer	quelques mono bases fortes.
Connaître	les caractéristiques de la réaction de dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction de dissolution d'une monobase forte dans l'eau.
Connaître	- la relation $\text{pH} = 14 + \log C$ pour une monobase forte. - les limites de validité de la relation $\text{pH} = 14 + \log C$.
Utiliser	les relations $\text{pH} = -\log C$ et $\text{pH} = 14 + \log C$.
Connaître	l'utilité domestique des acides forts et des bases fortes.
Déterminer	- la nature d'un mélange d'une solution d'acide fort et de base forte. - les concentrations molaires volumiques présentes dans un mélange de solutions aqueuses.
Calculer	le pH d'un mélange : - de deux solutions d'acide fort ; - de deux solutions de base forte ; - d'une solution d'acide fort et d'une solution de base forte.
Exploiter	les équations-bilans des réactions de dissolution d'un acide fort et d'une base forte.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Acide fort
- Base forte
- Réaction totale et exothermique
- pH des solutions d'acides forts et de bases fortes.

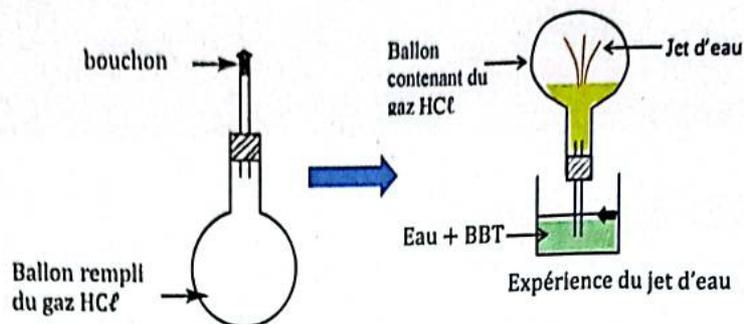
SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève de terminale D, accompagne sa mère malade d'ulcère d'estomac à l'hôpital. Le médecin lui apprend que l'ulcère gastrique est dû à la sécrétion d'un suc constitué d'un acide fort appelé acide chlorhydrique qui provoque une plaie dans l'estomac. Arrivé à l'école, il partage l'information avec ses camarades de classe. Ils décident ensemble, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, de définir un acide fort et une base forte, de connaître leur réaction d'ionisation dans l'eau et la relation qui lie leur pH à leur concentration, de calculer le pH d'un mélange de deux acides forts et de deux bases fortes, puis de déterminer la nature du mélange d'un acide fort et d'une base forte.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : RÉALISER LA DISSOLUTION DU CHLORURE D'HYDROGÈNE DANS L'EAU



Document 1 : Dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau

Réalise l'expérience de jet d'eau décrite dans le document 1.

- 1- Remplis le ballon avec du chlorure d'hydrogène gazeux puis obture le tube effilé avec un bouchon.
- 2- Retourne le ballon sur un cristalliseur contenant de l'eau additionnée de bleu de bromothymol (BBT) en t'assurant que le tube plonge bien dans l'eau.
- 3- Débouche le tube et note tes observations sur :
 - le mouvement de l'eau et la couleur qu'elle prend dans le ballon ;
 - la variation de température du ballon.
- 4- Interprète.
- 5- Conclue.

Je fais le point de l'activité

1- Observations

Le chlorure d'hydrogène est un gaz.

Lorsqu'on débouche le tube dans l'eau du cristalliseur, on observe :

- un jet d'eau dans le ballon et une coloration jaune du contenu du ballon ;
- un échauffement du ballon.

2- Interprétation

- Le jet d'eau spectaculaire est créé par la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
- La coloration jaune du contenu du ballon (virage du BBT en jaune) indique que la solution obtenue est acide donc elle contient des ions hydronium H_3O^+ .
- L'échauffement du ballon indique une réaction exothermique.

3- Conclusion

Le chlorure d'hydrogène est soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau donne une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène appelée aussi acide chlorhydrique. C'est une réaction chimique exothermique.

Son équation-bilan s'écrit : $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

J'évalue mes acquis



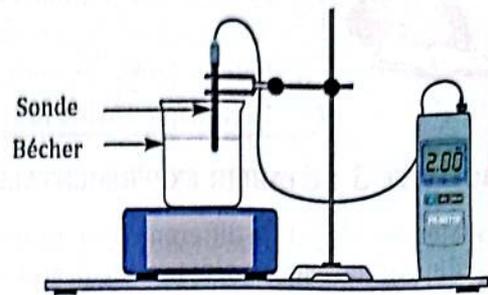
Recopie et complète le texte ci-dessous avec les mots suivants :
chaleur, dépression, exothermique, rapide.

Le chlorure d'hydrogène se dissout très rapidement dans l'eau. Il en résulte une dans le ballon qui provoque l'ascension brutale de l'eau du cristalliseur dans le tube. La dissolution du chlorure d'hydrogène fournit de la au ballon qui a tendance à s'échauffer. La réaction entre l'eau et le chlorure d'hydrogène est donc une réaction et

ACTIVITÉ 2 : MONTRER QUE LA RÉACTION D'IONISATION DU CHLORURE D'HYDROGÈNE EST TOTALE

Tu disposes d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Mesure le pH de cette solution (document 2).
- 2- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 3- Calcule les concentrations molaires volumiques de ces espèces chimiques.
- 4- Montre à partir de la loi de la conservation de la matière, que la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène est totale.
- 5- Définis un acide fort.



Document 2 : Mesure du pH d'une solution d'acide chlorhydrique

Je fais le point de l'activité

Avant toute étude, nous admettons que de deux espèces A et B présentes dans une solution :

- l'espèce A est dit majoritaire par rapport à l'espèce B si $\frac{[A]}{[B]} \geq 100$;
- si $\frac{[A]}{[B]} \geq 10\,000$, alors l'espèce A est ultra majoritaire par rapport à l'espèce B ; on dit aussi que B est ultra minoritaire par rapport à A et dans ces conditions, B peut être négligé devant A.

1- pH de la solution et concentrations molaires des espèces chimiques en solution

- La mesure du pH de la solution d'acide chlorhydrique donne $\text{pH} = 2$.
- Inventaire des espèces chimiques :
 - ions : H_3O^+ , OH^- et Cl^- ;
 - molécules : H_2O et d'éventuelles molécules non-dissoutes de HCl .

• Calcul des concentrations

$$* \text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* \text{Electroneutralité: } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 10^{-2} - 10^{-12} \approx 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* \text{Conservation de la matière: } [\text{HCl}]_{\text{initiale}} = [\text{HCl}]_{\text{disparue}} + [\text{HCl}]_{\text{restante}} \text{ avec}$$

$$[\text{HCl}]_{\text{initiale}} = C \text{ et } [\text{HCl}]_{\text{disparue}} = [\text{Cl}^-]$$

$$\Rightarrow C = [\text{Cl}^-] + [\text{HCl}]_{\text{restante}}$$

$$\Rightarrow [\text{HCl}]_{\text{restante}} = C - [\text{Cl}^-] = 10^{-2} - 10^{-2} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$$

• Conclusion :

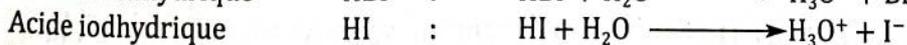
$[\text{HCl}]_{\text{restante}} = 0 \text{ mol.L}^{-1}$. La solution ne contient plus de molécules HCl . Toutes les molécules ont été ionisées. La réaction entre le chlorure d'hydrogène HCl et l'eau est totale. On dit que HCl est un acide fort.

2- Définition d'un acide fort

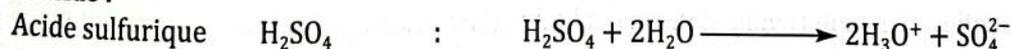
Un acide est dit fort s'il réagit totalement avec l'eau en produisant des ions H_3O^+ .

Exemples de quelques acides forts

Monoacides :



Diacide :



J'évalue mes acquis



- Une solution d'acide iodhydrique HI de concentration molaire volumique $C_a = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 3$.
- 1- Écris l'équation-bilan de l'ionisation de HI.
 - 2- Récense les espèces chimiques présentes dans la solution.
 - 3- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
 - 4- Vérifie que l'acide iodhydrique est un acide fort.

ACTIVITÉ 3 : ÉTABLIR EXPÉRIMENTALEMENT LA RELATION $\text{pH} = -\log C_a$

- 1- Mesure les pH de différentes solutions d'acide chlorhydrique de concentrations données.
- 2- Reproduis et complète le tableau ci-dessous avec les valeurs de pH trouvées et les valeurs de $-\log C_a$.
- 3- Compare les valeurs de pH et celles de $-\log C_a$.
- 4- Conclue.

Concentration molaire C_a (mol/L)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}
pH						
$-\log C_a$						

Je fais le point de l'activité

La mesure du pH de ces solutions donne les valeurs consignées dans le tableau ci-dessous.

Concentration molaire C_a (mol/L)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}
pH	1,1	2	3	4	5	6,8
$-\log C_a$	1	2	3	4	5	6

On constate que pour les solutions de concentration C telles que $10^{-6} < C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, $\text{pH} = -\log C_a$.
Conclusion : Pour toute solution aqueuse d'un monoacide fort de concentration molaire volumique C telle que :

$10^{-6} < C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on a : $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$ et $\text{pH} = -\log C$.

NB : Pour un diacide fort : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2C$, $\text{pH} = -\log(2C)$.

J'évalue mes acquis



Exercice 1

La concentration molaire volumique d'une solution d'acide chlorhydrique est $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
Calcule le pH de cette solution.

Exercice 2

On mélange un volume V_1 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique C_1 à un volume V_2 d'une solution d'acide nitrique de concentration molaire volumique C_2 .

Données : $V_1 = 20 \text{ mL}$; $V_2 = 50 \text{ mL}$; $C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$; $C_2 = 0,001 \text{ mol.L}^{-1}$.

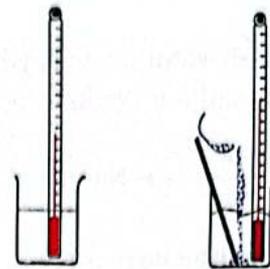
- 1- Détermine les quantités de matière d'ions hydronium H_3O^+ :
 - 1.1- dans chacune des solutions avant le mélange ;
 - 1.2- dans le mélange.
- 2- Détermine la concentration molaire volumique des ions hydronium dans le mélange.
- 3- Dédus le pH du mélange.

ACTIVITÉ 4 : RÉALISER LA DISSOLUTION DE L'HYDROXYDE DE SODIUM SOLIDE DANS L'EAU

Tu disposes de pastilles de soude (hydroxyde de sodium).

- 1- Dissous quelques cristaux d'hydroxyde de sodium dans l'eau (document 3).
- 2- Place un thermomètre dans cette solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

- 3- Qu'observes-tu ?
- 4- Interprète et conclus.
- 5- Rappelle le caractère (acide ou basique) de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.



Document 3 : Dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau

Je fais le point de l'activité

L'hydroxyde de sodium, communément appelée soude, se présente généralement sous forme de cristaux blancs (pastilles de soude).

- L'on observe la dissolution des pastilles de soude dans l'eau et une élévation de température du milieu réactionnel : la réaction est exothermique.
- L'hydroxyde de sodium se dissocie dans l'eau pour donner une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium appelée aussi solution de soude. C'est une solution basique.

L'équation-bilan de la dissociation s'écrit : $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

J'évalue mes acquis



L'hydroxyde de sodium est un solide blanc de formule NaOH.

1- Ce composé est : a) un acide ; b) une base ; c) un corps neutre.

2- La dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est :

a) endothermique ; b) athermique ; c) exothermique.

Relève le numéro de chaque proposition ci-dessous, suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

ACTIVITÉ 5 : MONTRER QUE LA RÉACTION DE DISSOLUTION DE L'HYDROXYDE DE SODIUM DANS L'EAU EST TOTALE

Tu disposes d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Tu mesures le pH de cette solution, tu trouves $\text{pH} = 12$.

- 1- Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 2- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
- 3- Montre que l'hydroxyde de sodium se dissocie totalement dans l'eau.
- 4- Écris l'équation-bilan de la dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.
- 5- Définis une base forte.

Je fais le point de l'activité

1- Concentrations molaires des espèces chimiques en solution

- Inventaire des espèces chimiques :

H_2O ; H_3O^+ ; OH^- ; Na^+ ; éventuels des cristaux non dissouts de NaOH.

- Calcul des concentrations molaires volumiques

* $\text{pH}=12 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12} \text{ mol/L}$

* $K_e = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$

* Électroneutralité:

$[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} - 10^{-12} \approx 10^{-2} \text{ mol/L}$

Espèces ultraminoritaires : H_3O^+

Espèces ultramajoritaires : Na^+ et OH^-

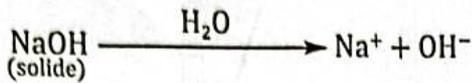
* La conservation de la matière permet d'écrire :

$C_b = [\text{NaOH}] + [\text{Na}^+] \Rightarrow [\text{NaOH}] = C_b - [\text{Na}^+] = 10^{-2} - 10^{-2} = 0$

La forme NaOH n'existe pas dans la solution.

• Conclusion

La réaction de dissolution de l'hydroxyde de sodium NaOH dans l'eau est une réaction totale : l'hydroxyde de sodium est donc une base forte. L'équation bilan s'écrit :

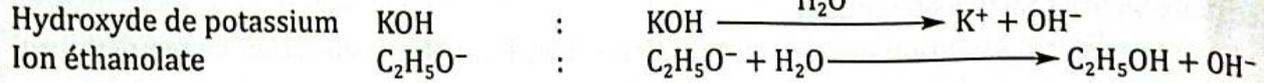


2- Définition d'une base forte

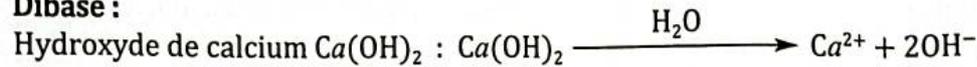
Une base forte est un composé qui se dissout totalement dans l'eau en libérant des ions hydroxyde OH⁻.

Exemples de bases fortes.

Monobases :



Dibase :



J'évalue mes acquis



Une solution d'hydroxyde de potassium (KOH) de concentration molaire C_b = 10⁻³ mol.L⁻¹ a un pH = 11.

- 1- Fais l'inventaire des espèces chimiques dans cette solution.
- 2- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
- 3- Montre que l'hydroxyde de potassium KOH est une base forte.
- 4- Donne un autre exemple de base forte.
- 5- Écris l'équation-bilan de la dissolution de l'hydroxyde de potassium dans l'eau.

ACTIVITÉ 6 : ÉTABLIR LA RELATION $\text{pH} = 14 + \log C_b$

Tu disposes à 25°C, de plusieurs solutions aqueuses d'hydroxyde de sodium de concentrations molaires respectives C_b en (mol.L⁻¹) : 10⁻¹ ; 10⁻² ; 10⁻³ ; 10⁻⁴ ; 10⁻⁵ ; 10⁻⁶.

- 1- Mesure le pH de chaque solution aqueuse.
- 2- Calcule les concentrations molaires de [H₃O⁺] et [OH⁻].
- 3- Dédus la relation $\text{pH} = 14 + \log C_b$.

Je fais le point de l'activité

1- Valeurs du pH et concentrations molaires des ions [H₃O⁺] et [OH⁻]

Solution : C _b (mol.L ⁻¹)	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶
pH mesuré	12,9	12	11	10	9	8
[H ₃ O ⁺] = 10 ^{-pH}	10 ^{-12,9}	10 ⁻¹²	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁹	10 ⁻⁸
[OH ⁻] = $\frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$	10 ^{-1,1}	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶

Pour toute solution aqueuse d'une monobase forte de concentration molaire C telle que : 10⁻⁶ < C < 10⁻¹ mol.L⁻¹, on a [OH⁻] = C_b

Or [H₃O⁺] = $\frac{10^{-14}}{C_b}$ donc $\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log 10^{-14} - \log C_b$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 14 + \log C_b$$

Remarque : pour une dibase forte, [OH⁻] = 2C pH = 14 + log(2C).



Tu disposes d'un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ de solution aqueuse de potasse ($\text{K}^+ + \text{OH}^-$) de concentration molaire volumique $C_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'un volume $V_2 = 60 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de soude ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$) de $\text{pH} = 12$.

Tu mélanges les deux solutions.

1- Détermine :

- 1.1- le pH de la solution de potasse ;
- 1.2- la concentration de la solution de soude.

2- Détermine :

- 2.1- les quantités de matière d'ions OH^- apportées par chaque solution ;
- 2.2- la concentration molaire volumique en ions OH^- du mélange obtenu ;
- 2.3- le pH de ce mélange.

ACTIVITÉ 7 : DÉTERMINER LE pH D'UN MÉLANGE DE DEUX SOLUTIONS D'ACIDES FORTS ET LE pH D'UN MÉLANGE DE DEUX SOLUTIONS DE BASES FORTES

Expérience 1

Tu mélanges un volume $V_{a1} = 30 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_{a1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_{a2} = 25 \text{ mL}$ de solution d'acide nitrique de concentration molaire $C_{a2} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le pH du mélange est $\text{pH} = 2,2$.

- 1- Vérifie la valeur trouvée du pH du mélange.
- 2- Conclus.

Expérience 2

Tu mélanges un volume $V_{b1} = 30 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire $C_{b1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_{b2} = 25 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de potassium KOH de concentration molaire $C_{b2} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange est $\text{pH} = 11,8$.

- 1- Vérifie la valeur trouvée du pH du mélange.
- 2- Conclus.

Je fais le point de l'activité

1- pH d'un mélange de deux solutions d'acides forts

Nous savons que $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$. Les ions H_3O^+ proviennent de l'acide chlorhydrique et de l'acide nitrique.

Les équations-bilans des réactions de ces acides dans l'eau sont.



Soient n_{a1} la quantité de matière d'ions H_3O^+ provenant de l'acide chlorhydrique et n_{a2} celle provenant de l'acide nitrique.

La quantité de matière d'ions H_3O^+ dans le mélange est $n = n_{a1} + n_{a2}$.

Or $n_{a1} = C_{a1}V_{a1}$ et $n_{a2} = C_{a2}V_{a2}$. donc $n = C_{a1}V_{a1} + C_{a2}V_{a2}$.

Nous savons que $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n}{V_{a1} + V_{a2}}$, on a $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_{a1}V_{a1} + C_{a2}V_{a2}}{V_{a1} + V_{a2}}$

Donc $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log\left[\frac{C_{a1}V_{a1} + C_{a2}V_{a2}}{V_{a1} + V_{a2}}\right]$

$\text{pH} = -\log\left[\frac{10^{-2} \times 30 \cdot 10^{-3} + 10^{-3} \times 25 \cdot 10^{-3}}{30 \cdot 10^{-3} + 25 \cdot 10^{-3}}\right] \quad \text{pH} = 2,2$.

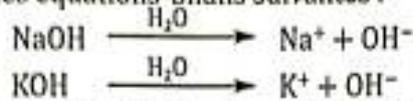
Conclusion

Lorsqu'on mélange deux solutions d'acides forts, le mélange obtenu est une solution d'acide fort.

2- pH d'un mélange de deux solutions de bases fortes

Nous savons que $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$. Or dans une solution de base forte, les ions H_3O^+ sont ultra-minoritaires. Il faut donc raisonner à partir des ions hydroxyde OH^- . Les ions OH^- proviennent de la réaction de la soude avec l'eau mais aussi de la réaction de l'hydroxyde de potassium dans l'eau.

On a les équations-bilans suivantes :



Soient n_{b_1} la quantité de matière d'ions OH^- provenant de la soude et n_{b_2} celle provenant de l'hydroxyde de potassium.

La quantité de matière d'ions OH^- dans le mélange est $n = n_{b_1} + n_{b_2}$.

Or $n_{b_1} = C_{b_1} V_{b_1}$ et $n_{b_2} = C_{b_2} V_{b_2}$. Donc $n = C_{b_1} V_{b_1} + C_{b_2} V_{b_2}$.

On sait que $[\text{OH}^-] = \frac{n}{V_{b_1} + V_{b_2}}$, donc a $[\text{OH}^-] = \frac{C_{b_1} V_{b_1} + C_{b_2} V_{b_2}}{V_{b_1} + V_{b_2}}$

Le produit ionique de l'eau donne $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_e$ donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}$

En mathématique, $\log \frac{a}{b} = \log a - \log b$ donc $\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log K_e - \log\left(\frac{C_{b_1} V_{b_1} + C_{b_2} V_{b_2}}{V_{b_1} + V_{b_2}}\right)$

$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_e + \log\left(\frac{C_{b_1} V_{b_1} + C_{b_2} V_{b_2}}{V_{b_1} + V_{b_2}}\right)$ d'où $\text{pH} = 14 + \log\left(\frac{C_{b_1} V_{b_1} + C_{b_2} V_{b_2}}{V_{b_1} + V_{b_2}}\right)$

AN $\text{pH} = 14 + \log\left[\frac{10^{-2} \times 30 \cdot 10^{-3} + 10^{-3} \times 25 \cdot 10^{-3}}{30 \cdot 10^{-3} + 25 \cdot 10^{-3}}\right]$ $\text{pH} = 11,8$

Conclusion

Lorsqu'on mélange deux solutions de bases fortes, le mélange obtenu est une solution de base forte.

J'évalue mes acquis



Votre groupe mélange un volume V_a d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a à un volume V_b d'une solution de soude de concentration C_b . Vous mesurez pH du mélange.

Données : $V_a = 20 \text{ mL}$; $C_a = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$; $V_b = 10 \text{ mL}$; $C_b = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$;

$\text{pH}(\text{mélange}) = 2,5$.

1- Détermine les quantités de matière de H_3O^+ et OH^- :

1.1- avant le mélange ;

1.2- après le mélange.

2- Détermine leurs concentrations molaires volumiques respectives dans le mélange.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Le chlorure d'hydrogène est un gaz. Sa solution aqueuse est appelée acide chlorhydrique. C'est un acide fort.
- Un acide est dit fort s'il réagit totalement avec l'eau en produisant des ions H_3O^+ . Le pH de toute solution de monoacide fort de concentration molaire C_a telle $10^{-1} < C_a < 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ vérifie la relation $\text{pH} = -\log C_a$.
- La soude appelée hydroxyde de sodium (NaOH) et la potasse appelée hydroxyde de potassium (KOH) sont des bases fortes.
- Une base est dite forte si elle réagit totalement avec l'eau en produisant des ions OH^- . Toute solution de monobase forte de concentration molaire C_b telle que $10^{-1} < C_b < 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ vérifie la relation $\text{pH} = 14 + \log C_b$.

III- MÉTHODES

- Pour montrer qu'un acide est fort, on calcule d'abord $-\log C_a$, puis on compare la valeur trouvée au pH donné. Si ces deux valeurs sont identiques, on conclut que l'acide est fort.
- C'est aussi la même démarche pour montrer qu'une base est forte, on calcule $14 + \log C_b$. Si cette valeur calculée est égale au pH, alors la base est forte.
- La notion de « fort » implique que la forme moléculaire ou cristalline d'un acide fort ou d'une base forte n'existe plus en solution aqueuse : on ne doit donc pas les faire figurer dans l'inventaire des espèces chimiques.
- Pour écrire l'équation-bilan d'une réaction de dissolution d'un composé, il faut :
 - mettre l'eau sur la flèche lorsque le composé n'est pas susceptible de céder ou capter un proton H^+ ; c'est l'exemple des composés ioniques comme $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ ou $NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$;
 - faire figurer l'eau dans l'équation-bilan comme réactif si le composé est susceptible de céder ou capter un proton H^+ ; c'est le cas de $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ ou $C_2H_5O^- + H_2O \rightarrow C_2H_5OH + OH^-$.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Tu mélanges un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_1 = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 30 \text{ mL}$ d'une solution S_2 d'hydroxyde de potassium de $\text{pH} = 2$.

Pour chacune des propositions ci-dessous :

- le pH de la solution S_1 est : a) 2,62 ; b) 11,38 ; c) 2,4 ;
- la concentration de la solution S_2 est : a) $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; b) $0,02 \text{ mol.L}^{-1}$; c) $0,3 \text{ mol.L}^{-1}$;
- le pH du mélange est : a) 4,62 ; b) 13,38 ; c) 11,84 ,

recopie le numéro de la proposition suivi de la lettre correspondant à la réponse juste.

Exercice 2

On fait barboter un volume V_g de chlorure d'hydrogène HCl dans un volume V d'eau. On mesure le pH de la solution.

Données : volume molaire $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V = 2 \text{ L}$; $\text{pH} = 2$

- 1- Nomme la solution obtenue.
- 2- Écris l'équation-bilan de cette dissolution.
- 3- Détermine la concentration molaire volumique C_x de la solution obtenue.
- 4- Déduis le volume de gaz dissout.

Exercice 3

Une solution aqueuse de potasse de concentration molaire volumique $C = 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ a un pH égal à 11.

- 1- Montre que la potasse est une base forte.
- 2- Écris l'équation-bilan de sa dissolution dans l'eau.
- 3- Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution.

Résolution de l'exercice 1

1- b ; 2- a ; 3- c

Commentaire :

Pour calculer le pH final d'un mélange de deux bases fortes, il faut chercher la quantité de matière en ion hydroxyde OH^- du mélange en faisant la somme des quantités de matière d'ions OH^- apporté par chaque solution.

Résolution de l'exercice 2

- 1- La solution obtenue est l'acide chlorhydrique.
- 2- Équation-bilan de la dissolution du chlorure d'hydrogène : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
- 3- Concentration de cette solution : (solution d'acide fort $\Rightarrow \text{pH} = -\log C_x$
 $\Rightarrow C_x = 10^{-\text{pH}}$ soit $C_x = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 4- Volume de gaz dissout : $C_x = \frac{n(\text{HCl})}{V}$ or $n(\text{HCl}) = \frac{V_g}{V_m}$ donc $V_g = C_x \cdot V \cdot V_m$
 $V_g = 10^{-2} \times 2 \times 24$ soit $V_g = 0,48 \text{ L}$

Commentaire :

La dissolution du gaz dans l'eau se fait sans variation de volume. On ne tient donc pas compte du volume du gaz dissout dans le volume total V de la solution finale. On utilise une seule flèche dans l'équation-bilan pour les acides forts et les bases fortes.

Résolution de l'exercice 3

- 1- Montrons que KOH est une base forte.
 $14 + \log(10^{-3}) = 11$ on constate que $14 + \log(10^{-3}) = \text{pH}$ donc KOH est une base forte.
 - 2- Equation-bilan: $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$
 - 3- Calcul des concentrations molaires volumiques.
- Inventaire des espèces chimiques : ions : H_3O^+ , OH^- , K^+ ; molécule : (H_2O).

Calcul des concentrations :

$$\text{pH} = 11 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}; [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]}; [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1};$$

$[\text{K}^+] = \frac{C \cdot V}{V}$ soit $[\text{K}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Ou bien, on peut utiliser l'équation de l'électro neutralité pour calculer $[\text{K}^+]$.

Commentaire :

On utilise une flèche car KOH est une base forte.

On met H₂O sur la flèche dans l'équation car KOH est un composé ionique.

L'eau étant le solvant, on ne calcule pas sa concentration.

Lorsqu'il y a des molécules autres que l'eau, on utilise la conservation de la matière.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1- Recopie le texte ci-dessous et complète-le

Le est un gaz. Sa donne la solution d'acide chlorhydrique. Cette solution est car elle fait virer le BBT en jaune. La mesure du pH d'une solution d'acide chlorhydrique a donné $\text{pH} = 2$, la concentration molaire de cette solution est donc $C_0 = \dots$ pour la même concentration, une solution d'hydroxyde de sodium aurait un $\text{pH} = \dots$

2- Pour chacune des affirmations suivantes :

- 1- si le pH d'une solution est inférieur à 7, la solution est une solution d'acide fort ;
- 2- la relation $14 + \log C$ s'applique si la base a une concentration supérieure à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
- 3- un acide qui se dissocie totalement dans l'eau est un acide fort ;
- 4- lorsqu'on dilue une solution de monobase forte au dixième le pH diminue d'une unité ;
- 5- toute solution qui vire le BBT au jaune est nécessairement une solution d'acide fort ;
- 6- toutes les bases fortes produisent des ions OH^- dans l'eau,

recopie le numéro de l'affirmation suivi de V si elle est vraie ou de F si elle est fausse.

3- Choisis pour chaque proposition ci-dessous la bonne réponse.

- 1- Les espèces chimiques présentes dans une solution d'acide bromhydrique sont :
 - a) H_3O^+ ; OH^- ; Br^- ; H_2O et HBr ;
 - b) H_3O^+ ; OH^- ; Br^- ; H_2O et Br_2 ;
 - c) H_3O^+ ; OH^- ; Br^- et H_2O .

2- Les espèces chimiques présentes dans une solution d'hydroxyde de potassium sont :

- a) H_3O^+ ; OH^- ; H_2O et K^+ ;
- b) H_3O^+ ; OH^- et K^+ ;
- c) H_3O^+ ; OH^- ; K^+ ; KOH et H_2O .

4- On donne, ci-dessous, les concentrations molaires volumiques de trois solutions d'acide chlorhydrique.

$$C_1 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \quad ; \quad C_2 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad ; \quad C_3 = 5,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

- 1- Calcule le pH de chaque solution.
- 2- Classe ces trois solutions de la moins acide à la plus acide.

5- Les bases suivantes sont des bases fortes dans l'eau : NaOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; KOH ; $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$
Écris l'équation-bilan de la réaction de chacune d'elles en présence de l'eau.

6- Après une séance de travaux pratiques au laboratoire, un groupe a préparé une solution de soude.

Tu mesures le pH de cette solution et tu trouves $\text{pH} = 12$.

Détermine la concentration de la solution.

7 Une solution d'acide nitrique HNO_3 de concentration molaire $C = 0,001 \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 3$.

- 1- Montre que l'acide nitrique est un monoacide fort.
- 2- Écris l'équation de l'ionisation de l'acide nitrique.
- 3- Calcule les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes en solution.

8 Un volume V d'une solution d'hydroxyde de potassium KOH contient une quantité d'ions OH^- .
Données : $V = 100 \text{ mL}$; $n = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

- 1- Détermine la concentration molaire volumique en ions OH^- de cette solution
- 2- Calcule le pH de cette solution aqueuse.
- 3- Écris l'équation-bilan de la dissolution de l'hydroxyde de potassium KOH dans l'eau.
- 4- Calcule les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes en solution.

9 Tu mélanges un volume V_1 d'une solution S_1 d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_1 à un volume V_2 d'une solution S_2 d'hydroxyde de potassium.

Données : $V_1 = 20 \text{ mL}$; $C_1 = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
 $V_2 = 30 \text{ mL}$; $\text{pH} = 2$ (pH de la solution S_2).

- 1- Détermine :
 - 1.1- le pH de la solution S_1 ;
 - 1.2- la concentration molaire volumique de la solution S_2 .
- 2- Fais l'inventaire des espèces chimiques dans ce mélange.
- 3 Détermine leurs concentrations molaires volumiques .
- 4 Détermine le pH de ce mélange.

10 On dissout une quantité de matières n de chlorure d'hydrogène HCl dans un volume V d'eau pure.

Données : $n = 10^{-3} \text{ mol}$; $V = 1 \text{ L}$; $V_1 = 50 \text{ mL}$.

- 1- Décrit deux expériences montrant la nature des ions présents dans la solution.
- 2- Détermine la concentration molaire de la solution obtenue.
- 3- Dédus-en son pH .
- 4- Détermine le volume d'eau V_{eau} qu'il faut ajouter à un volume V_1 de la solution précédente pour préparer une solution de $\text{pH} = 4$.

11 Tu désires préparer un volume $V = 1 \text{ L}$ de solution d'hydroxyde de sodium NaOH de $\text{pH} = 10$ à partir des cristaux de soude contenus dans un bocal. Tu disposes d'une balance électronique, d'une fiole jaugée de 1000 mL , des pipettes, des pissettes, une spatule et de l'eau distillée.

- 1- Détermine :
 - 1.1- la concentration molaire volumique C de la solution à préparer ;
 - 1.2- la masse m à peser.
- 2- Décrit le mode opératoire avec le matériel nécessaire.

12 Tu mélanges un volume V_a d'acide nitrique HNO_3 de concentration molaire C_a et un volume V_b d'hydroxyde de potassium KOH de concentration molaire C_b .

Données : $V_a = 20 \text{ cm}^3$; $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;
 $V_b = 10 \text{ cm}^3$; $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Calcule le pH de chaque solution avant le mélange.
- 2- Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans ce mélange.
- 3- Dédus le pH du mélange.

13 Ton ami prépare une solution aqueuse (S) en dissolvant dans un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'eau distillée :

- un volume $V_1 = 125 \text{ cm}^3$ de chlorure d'hydrogène HCl ;
- une masse $m = 2,09 \text{ g}$ de chlorure de baryum BaCl_2 .

La dissolution n'entraîne aucune variation de volume.

Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$;
 $M(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g/mol}$; Volume molaire $V_m = 25 \text{ L/mol}$;

- 1- Écris les équations traduisant la dissolution dans l'eau de HCl et de BaCl_2 .
- 2- Calcule la concentration molaire volumique C de S en chlorure de baryum.
- 3- Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans S.
- 4- Calcule leurs concentrations molaires volumiques respectives.
- 5- Vérifie la neutralité électrique de S.

14 Lors d'une séance de travaux pratiques en chimie sur les acides forts, vous découvrez dans le laboratoire de votre lycée une bouteille d'acide chlorhydrique portant les inscriptions suivantes :

- Masse volumique : $1190 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$;
- Pourcentage en masse d'acide pur : 37 % ;
- $M(\text{HCl})$: $36,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Vous désirez préparer un volume V d'une solution de concentration molaire C pour vos travaux. Vous disposez de toute la verrerie nécessaire.

Données : $V = 500 \text{ mL}$; $C = 6\cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Tu es désigné (e) pour rapporter vos différents résultats.

- 1- Détermine :
 - 1.1- la concentration molaire C_0 de la solution mère ;
 - 1.2- le volume V_0 à prélever pour préparer les 500 mL ;
 - 1.3- le volume V_e d'eau distillée à ajouter.
- 2- Décris le mode opératoire de cette préparation.
- 3- Calcule le pH de cette solution.
- 4- Dis pourquoi le pH de la solution mère ne peut être déterminé par calcul avec C_0 .

15 Après une séance de travaux pratiques, un groupe a oublié d'indiquer sur le flacon la concentration de la solution d'acide chlorhydrique utilisée. Pour vos travaux, vous réalisez les expériences suivantes avec cette solution :

Expérience 1 :

- Vous versez dans un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de cette solution une solution aqueuse de nitrate d'argent en excès et vous obtenez un précipité blanc de masse $m = 717 \text{ mg}$.

Expérience 2 :

- Ensuite vous ajoutez à un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'acide bromhydrique HBr de concentration molaire C_2 dans ce mélange ; vous mesurez le pH et vous obtenez $\text{pH} = 1,2$.

Expérience 3 :

- Au mélange précédent vous ajoutez un volume $V = 100 \text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 12$.

Données : $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Tu es désigné (e) pour répondre aux consignes suivantes :

- 1- Nomme le précipité blanc obtenu dans l'expérience 1.
- 2- Détermine :
 - 2.1- la concentration molaire C_1 de l'acide chlorhydrique utilisé ;
 - 2.2- la quantité de matière d'ions H_3O^+ dans le mélange de l'expérience 2 ;
 - 2.3- la concentration molaire C_2 de la solution d'acide bromhydrique dans l'expérience 2 ;
 - 2.4- le pH de la solution d'acide bromhydrique.
- 3- Détermine :
 - 3.1- la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium de l'expérience ;
 - 3.2- la quantité de matière d'ions hydroxyde OH^- apportée par la solution ajoutée dans l'expérience 3.
- 4- Détermine la nature du mélange 3 dans l'expérience 3.

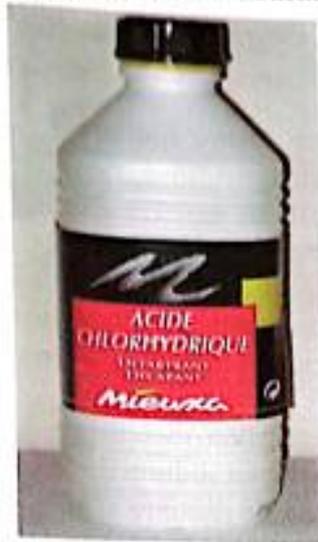
16 Ton ami de classe dispose une masse m d'hydroxyde de sodium solide et de l'eau distillée. Il lui a été demandé par son professeur de préparer une solution d'hydroxyde de sodium de $\text{pH} = 11$ avec cette masse. Il dissout la masse m d'hydroxyde de sodium solide dans un volume V d'eau distillée et obtient une solution S_1 de concentration molaire C_1 , mais n'obtient pas la valeur du pH demandée. Éprouvant des difficultés, il sollicite ton aide.

Données : $m = 0,2 \text{ g}$; $V = 1 \text{ L}$; $V_1 = 20 \text{ cm}^3$.

- 1- Écris l'équation-bilan de la dissolution de l'hydroxyde de sodium solide dans l'eau.
- 2- Décris deux expériences prouvant la nature des ions présents dans la solution obtenue.
- 3- Calcule le pH de la solution S_1 préparée par ton ami.
- 4- Détermine le volume d'eau à ajouter à un volume V_1 de S_1 pour obtenir une solution de $\text{pH} = 11$.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Savez-vous que l'on utilise couramment des acides forts et des bases fortes à la maison ?



PRÉCAUTIONS D'EMPLOI

Produit dangereux.
CONTIENT DE LA SOUDE
CAUSTIQUE.



CORROSIF

• Provoque de graves brûlures.
• Conserver sous clé et hors de la portée des enfants.
• Eviter le contact avec la peau et les yeux.
• En cas de contact avec les yeux, laver immédiatement et abondamment avec de l'eau pendant au moins 15 minutes et consulter un spécialiste.
• Porter un vêtement de protection approprié, des gants et un appareil de protection des yeux/du visage.
• En cas d'accident ou de malaise, consulter immédiatement un médecin (si possible, lui montrer l'étiquette).
• Ne pas mélanger avec un autre produit, même

- **L'acide chlorhydrique** est utilisé fréquemment dans les produits de WC pour détartre les sanitaires. Il est utilisé pour décaper les métaux et aussi pour enlever des traces de ciment sur un carrelage.
 - **L'acide sulfurique** est utilisé comme électrolyte dans les batteries de voiture (Eau de batterie).
- Les produits basiques sont aussi utilisés à la maison.
- **La soude** très corrosive, est utilisée pour déboucher les éviers et les canalisations. On l'utilise aussi comme produit de décapage de fours.
 - **La potasse** comme **la soude** sont utilisées dans la fabrication des savons.

Avec la potasse, le savon est **mou** (savon noir).

Avec la soude, le savon est **dur** (« **kabakrou** », **savon de Marseille**).

Tous ces produits, bien qu'ils soient utiles, présentent des dangers pour l'homme et pour son environnement.

Ils doivent être alors utilisés avec beaucoup de précautions. Il faut les utiliser dilués si nécessaire, en portant des gants et des lunettes de protection et éviter de respirer les vapeurs.

Ils doivent être stockés hors de portée des enfants et dans leur flacon d'origine avec des bouchons sécurisés.

ACIDE FAIBLE-BASE FAIBLE

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

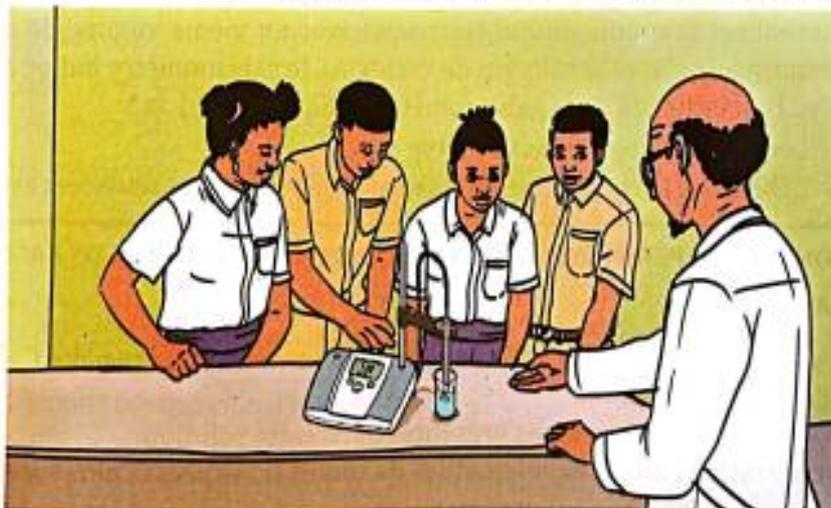
HABILITÉS	CONTENUS
Définir	un acide faible.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction d'un acide faible avec l'eau.
Expliquer	l'équilibre chimique.
Citer	quelques acides faibles.
Connaitre	l'expression du coefficient d'ionisation d'un acide faible.
Expliquer	l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible.
Déterminer	les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution d'acide faible.
Définir	une base faible.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction d'une base faible avec l'eau.
Citer	quelques bases faibles.
Connaitre	l'expression du coefficient d'ionisation d'une base faible.
Expliquer	l'effet de dilution sur l'ionisation d'une base faible.
Déterminer	les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution de base faible.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Acide faible
- Base faible
- Réaction partielle
- Coefficient d'ionisation
- Équilibre chimique et réaction limitée

SITUATION D'APPRENTISSAGE

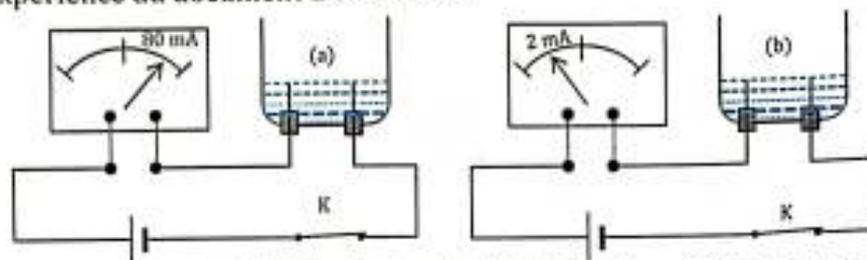
Au cours d'une séance de travaux pratiques de chimie, les élèves mesurent les pH des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique, d'acide éthanóique, de soude et d'ammoniac de même concentration molaire volumique. Ils constatent que le pH de la solution d'acide chlorhydrique est inférieur à celui de l'acide éthanóique et le pH de la soude est supérieur au pH de la solution d'ammoniac. Pour comprendre ces différences, sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie ils entreprennent de définir un acide faible et une base faible, d'étudier leur réaction avec l'eau, d'expliquer l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible ou d'une base faible et d'expliquer enfin l'équilibre chimique.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : COMPARER LA CONDUCTIBILITÉ D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE ET CELLE D'UNE SOLUTION D'ACIDE ÉTHANOÏQUE DE MÊME CONCENTRATION MOLAIRES VOLUMIQUES

Réalise l'expérience du document 1 ci-dessous.



Document 1 : Conductibilité des solutions d'acide chlorhydrique (a) et d'acide éthanoïque (b)

- 1- Verse le même volume de solution d'acide chlorhydrique (a) et d'acide éthanoïque (b) de même concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ dans chaque électrolyseur.
- 2- Ferme l'interrupteur.
- 3- Relève l'indication du milliampèremètre dans chaque cas.
- 4- Compare ces indications.
- 5- Interprète et conclus.

Je fais le point de l'activité

- 1- Indications du milliampèremètre

Le milliampèremètre indique $I_1 = 80 \text{ mA}$ dans le cas de la solution d'acide chlorhydrique et $I_2 = 20 \text{ mA}$ dans le cas de la solution d'acide éthanoïque.

- 2- Interprétation et conclusion

$I_2 < I_1$ signifie qu'une solution aqueuse d'acide éthanoïque conduit moins le courant électrique qu'une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de même concentration molaire.

À concentrations molaires égales, l'acide éthanoïque s'ionise moins que l'acide chlorhydrique. L'acide éthanoïque réagit partiellement avec l'eau : il est dit acide faible.

Remarque

L'acide éthanoïque est un liquide incolore, corrosif à odeur piquante. C'est le constituant essentiel du vinaigre. À l'état pur, il est constitué essentiellement de molécules CH_3COOH et il ne conduit pas le courant électrique.

J'évalue mes acquis



Tu disposes de deux solutions acides A_1 et A_2 de même concentration molaire C . Tu réalises la conductibilité électrique avec un même volume de chaque acide, tu remarques qu'avec la solution de l'acide A_1 , le galvanomètre indique $I_1 = 0,01 \text{ mA}$ et avec la solution de A_2 , le galvanomètre indique $I_2 = 0,1 \text{ mA}$.

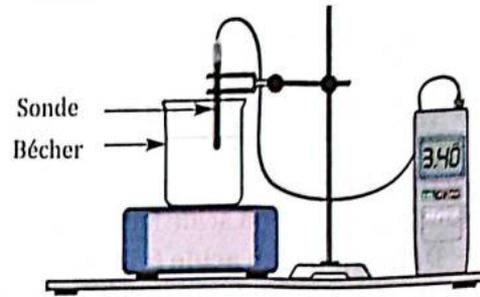
- 1- Lequel des deux acides est faible ?
- 2- Détermine la concentration C sachant que le pH de l'acide fort est $\text{pH} = 2$.

ACTIVITÉ 2 : MONTRER EXPÉRIMENTALEMENT L'IONISATION PARTIELLE DE L'ACIDE ÉTHANOÏQUE DANS L'EAU

Tu disposes d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Mesure le pH de cette solution.
- 2- Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 3- Calcule les concentrations molaires volumiques de toutes les espèces chimiques dans la solution.

- 4- Montre que l'ionisation de l'acide éthanóïque est partielle en utilisant la conservation de la matière.
- 5- Calcule le coefficient d'ionisation α .
- 6- Dilue successivement la solution précédente au 1/10 puis au 1/20.
- 7- Mesure le pH de chaque solution diluée.
- 8- Calcule le coefficient d'ionisation pour chaque solution diluée.
- 9- Dédus l'effet de la dilution sur l'ionisation.
- 10- Définis un acide faible.



Document 2 : Mesure du pH d'une solution d'acide éthanóïque

C_a (mol.L ⁻¹)	pH	$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$
10^{-2}		
10^{-3}		
$5 \cdot 10^{-4}$		

Je fais le point de l'activité

1- Ionisation partielle de l'acide éthanóïque

La mesure du pH de la solution d'acide éthanóïque de concentration molaire $C_a = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ donne pH = 3,4.

- Inventaire des espèces chimiques en solution
 H_3O^+ , OH^- , CH_3COO^- , CH_3COOH et H_2O .

- Calcul des concentrations molaires des espèces chimiques

pH = 3,4 $\Rightarrow [H_3O^+] = 4 \cdot 10^{-4}$ mol/L (On constate que $[H_3O^+] < C_a$ donc pH $\neq -\log C_a$)

$K_e = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = 2,5 \cdot 10^{-11}$ mol/L (à 25 °C)

- Electroneutralité de la solution :

$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] + [OH^-]$ or $[OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow [CH_3COO^-] \approx [H_3O^+] = 4 \cdot 10^{-4}$ mol/L

- Conservation de la matière :

$C_a = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COOH] = C_a - [CH_3COO^-] = 10^{-2} - 10^{-4} = 9,6 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Espèces majoritaires : CH_3COOH

Espèces minoritaires : CH_3COO^- et H_3O^+

Espèces ultra minoritaires : OH^-

Il reste encore des molécules d'acide éthanóïque dans la solution. L'acide éthanóïque ne s'ionise donc pas totalement : c'est un acide faible

2- Coefficient d'ionisation

C'est le rapport de la quantité d'acide éthanóïque ayant réagi avec l'eau par la quantité d'acide introduit. Il est noté α .

$$\alpha = \frac{n \text{ (molécules) ayant réagi}}{n \text{ (molécules) introduit}}$$

$$\alpha = \frac{[CH_3COO^-]}{C_a} = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}}$$

$\alpha = 0,04$, soit seulement 4% de molécules d'acide ionisées.

3- Effet de la dilution sur l'ionisation

- Les différentes valeurs de pH des solutions d'acide éthanóïque diluées sont :

C_a (mol.l ⁻¹)	pH	$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$
10^{-2}	3,4	0,04
10^{-3}	3,9	0,126
$5 \cdot 10^{-4}$	4,1	0,16

- Calcul des différents coefficients d'ionisation

$C_1 = 10^{-2}$ mol/L pH = 3,4 $\Rightarrow \alpha_1 = \frac{4 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}} = 0,04$; soit 4 % de molécules d'acide ionisées.

$$C_2 = \frac{C_1}{10} = 10^{-3} \text{ mol/L}; \text{pH} = 3,9 \Rightarrow \alpha_2 = \frac{1,25 \cdot 10^{-4}}{10^{-3}} = 0,126 \text{ soit } 12,6 \% \text{ de molécules d'acide ionisées.}$$

$$C_3 = \frac{C_1}{20} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}; \text{pH} = 4,1 \Rightarrow \alpha_3 = \frac{8,10^{-5}}{5 \cdot 10^{-4}} = 0,16 \text{ soit } 16 \% \text{ de molécules d'acide ionisées.}$$

On remarque que : $\alpha_1 < \alpha_2 < \alpha_3 \Rightarrow$ la dilution favorise l'ionisation de l'acide éthanóïque.

Nota bene : pour un acide fort $\alpha = 1$

3- Définition d'un acide faible

Un acide est dit faible si sa réaction chimique avec l'eau n'est pas totale (la réaction est partielle).

La dilution favorise l'ionisation des acides faibles.

Exemples d'acides faibles :

- Tous les acides carboxyliques RCOOH [Acide méthanoïque (HCOOH), acide chloroéthanóïque (ClCH₂COOH), acide benzoïque (C₆H₅COOH)...
- Tous les ions alkylammonium [ion ammonium NH₄⁺, ion éthylammonium C₂H₅NH₃⁺, ...]

J'évalue mes acquis



Une solution d'acide éthanóïque de concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ a un $\text{pH} = 4,1$.

- 1- Fais le bilan des espèces chimiques dans la solution.
- 2- Détermine les concentrations molaires des espèces chimiques dans cette solution.
- 3- Calcule le coefficient d'ionisation α de cet acide.

ACTIVITÉ 3 : MONTRER EXPÉRIMENTALEMENT QUE LA SOLUTION D'ÉTHANOATE DE SODIUM EST UNE SOLUTION DE BASE FAIBLE

Tu disposes d'un compte-gouttes, d'une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C_b = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, d'un rouleau de papier pH, d'une assiette et d'un pH-mètre.

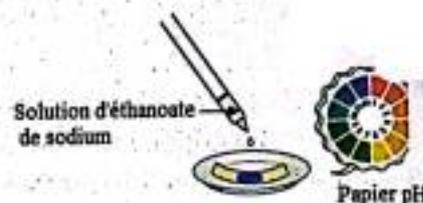
- 1- Dépose une goutte de la solution aqueuse d'éthanoate de sodium sur le papier pH comme indiqué sur le document 3.
- 2- Indique la couleur prise par cette goutte au contact du papier pH.
- 3- Dédus la nature de la solution aqueuse d'éthanoate de sodium.
- 4- Mesure le pH de la solution aqueuse d'éthanoate de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à l'aide du pH-mètre.
- 5- Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 6- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
- 7- Dédus que l'éthanoate de sodium est une base faible.
- 8- Définis une base faible.

Je fais le point de l'activité

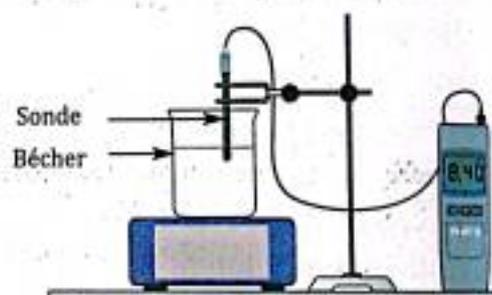
1- Basicité de la solution d'éthanoate de sodium

L'éthanoate de sodium ou acétate de sodium CH₃COONa est un composé ionique très soluble dans l'eau. Sa dissolution s'accompagne d'une dissociation complète en ions Na⁺ et CH₃COO⁻ aussitôt solvatés. L'équation de sa dissolution est : $\text{CH}_3\text{COONa} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$

L'expérience du document 3 montre que la solution d'éthanoate de sodium est basique, vu la coloration du papier pH ; elle contient donc des ions hydroxyde OH⁻ en quantité importante.



Document 3 : Mise en évidence du caractère base de l'éthanoate de sodium



Document 4 : Mesure du pH d'une solution d'éthanoate de sodium

L'apparition des ions hydroxyde OH^- ne peut provenir que d'une réaction chimique entre les ions introduits et l'eau. L'ion sodium Na^+ étant un ion spectateur, seuls les ions éthanoates CH_3COO^- ont réagi avec l'eau.

2- Étude quantitative de la solution d'éthanoate de sodium

La mesure du pH de la solution d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ donne $\text{pH} = 8,4$.

- Inventaire des espèces chimiques présentes :

ions : OH^- ; H_3O^+ ; CH_3COO^- ; Na^+

molécules : CH_3COOH ; H_2O

- Calcul des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques.

$$\text{pH} = 8,4 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$K_e = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = C_b \text{ (ion spectateur)} \quad [\text{Na}^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- Electroneutralité de la solution

$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$. Or $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$, d'où

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] = 10^{-2} - 2,5 \cdot 10^{-6} \approx 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- Conservation de la matière

$$C_b = [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_b - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_b - [\text{Na}^+] + [\text{OH}^-] \text{ d'où } [\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Espèces majoritaires : Na^+ ; CH_3COO^-

Espèces minoritaires : OH^- et CH_3COOH

Espèces ultra minoritaires : H_3O^+

- Pourcentage d'ions éthanoate ayant réagi avec l'eau

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C_b} = \frac{2,5 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ soit } 0,025 \%$$

Très peu de molécules CH_3COOH se sont formées. La réaction de CH_3COO^- avec l'eau n'est que partielle : l'ion éthanoate est donc une base faible.

3- Définition d'une base faible

Une base faible est une base dont la réaction chimique avec l'eau n'est pas totale. Elle est partielle.

Exemples de bases faibles

- Tous les ions carboxylates RCOO^- (ion méthanoate HCOO^- ; ion benzoate $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$...).
- Toutes les amines (ammoniac NH_3 ; méthylamine CH_3NH_2 ...).

Évalue mes acquis



Une solution aqueuse d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 8,9$.

- 1- Montre que l'ion éthanoate est une base faible.
- 2- Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 3- Calcule les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 4- Déduis-en le coefficient de transformation β des ions éthanoate en acide éthanoïque.

ACTIVITÉ 4 : EXPLIQUER L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE À PARTIR D'UN MÉLANGE D'UNE SOLUTION D'ÉTHANOATE DE SODIUM ET D'UNE SOLUTION D'ACIDE CHLORHYDRIQUE

Tu disposes d'un volume $V_A = 100$ mL d'une solution (A) d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_A = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et d'un volume $V_B = 100$ mL d'une solution aqueuse (B) d'éthanoate de sodium de concentration molaire volumique $C_B = 10^{-2}$ mol.L⁻¹ et de pH = 8,4.

- 1- Ajoute au volume $V_B = 100$ mL de la solution aqueuse (B) d'éthanoate de sodium, le volume $V_A = 100$ mL de la solution (A) d'acide chlorhydrique.
- 2- Mesure le pH du mélange (C) obtenu.
- 3- Détermine les quantités de matière des ions H_3O^+ et CH_3COO^- présents avant et après le mélange.
- 4- Compare la diminution de la quantité de matière d'ions H_3O^+ à celle d'ions CH_3COO^- .
- 5- Conclue.
- 6- Dédus-en la notion d'équilibre chimique entre l'ion éthanoate et l'acide éthanoïque.
- 7- Écris l'équation-bilan de la réaction d'un acide faible avec l'eau et l'équation-bilan de la réaction d'une base faible avec l'eau.

Je fais le point de l'activité

La mesure du pH du mélange donne pH = 3,6.

- Détermination des quantités de matière initiales $n_i(H_3O^+)$ et $n_i(CH_3COO^-)$

- Avant le mélange (l'indice i désignera initial)

$$n_i(H_3O^+) = C_A \cdot V_A = 10^{-2} \times 0,1 = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(CH_3COO^-) = 10^{-2} \times 0,1 = 10^{-3} \text{ mol}$$

- Après le mélange (l'indice f désignera final)

$$n_f(H_3O^+) = [H_3O^+]_{\text{restant}} \cdot (V_A + V_B) = 10^{-\text{pHc}} \times (V_A + V_B) = 10^{-3,6} \times 200 \cdot 10^{-3}$$

$$n_f(H_3O^+) = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.}$$

Espèces chimiques dans le mélange : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , Cl^- , CH_3COO^- , CH_3COOH , H_2O

$$\text{pH} = 3,6 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1} ; K_e \Rightarrow [OH^-] = 10^{-10,4} = 3,98 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Na^+ \text{ et } Cl^- \text{ spectateurs} \Rightarrow [Na^+] = \frac{C_B \cdot V_B}{V_C} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{C_A \cdot V_A}{V_C} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[CH_3COO^-] + [Cl^-] + [OH^-] = [Na^+] + [H_3O^+]$$

$$\Rightarrow [CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-] - [Cl^-] = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n_f(CH_3COO^-) = [CH_3COO^-] \cdot (V_A + V_B) = 10^{-3,6} \times 200 \cdot 10^{-3} \approx 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n(CH_3COO^-)_B = n(CH_3COO^-)_C + n(CH_3COOH)_C$$

$$\Rightarrow n(CH_3COOH)_C = n(CH_3COO^-)_B - n(CH_3COO^-)_C$$

$$\text{D'où } n_f(CH_3COOH) = 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-5} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- Quantités de matière $n(H_3O^+)$ et $n(CH_3COO^-)$ ayant réagi.

$$\Delta n(H_3O^+) = n_i(H_3O^+) - n_f(H_3O^+) = 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-5} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\Delta n(CH_3COO^-) = n_i(CH_3COO^-) - n_f(CH_3COO^-) = 10^{-3} - 5 \cdot 10^{-5} = 9,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

On remarque que :

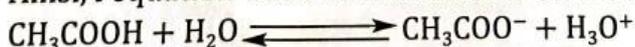
- $\Delta n(CH_3COO^-) = \Delta n(H_3O^+)$: cela indique que les ions H_3O^+ réagissent avec les ions CH_3COO^- pour donner CH_3COOH .

- Conclusion : notion d'équilibre chimique

Pendant que l'acide éthanoïque CH_3COOH réagit avec l'eau H_2O pour donner des ions éthanoate CH_3COO^- et des ions hydronium H_3O^+ , il se produit une réaction inverse entre les ions CH_3COO^- et H_3O^+ pour donner de l'acide éthanoïque et de l'eau.

On dit qu'il y a équilibre chimique lors de la réaction entre un acide faible et l'eau.

Ainsi, l'équation-bilan de la réaction s'écrit comme suit :



Il en est de même pour la réaction chimique entre une base faible et l'eau.

J'évalue mes acquis



- 1- Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique :
 - 1.1- de l'acide benzoïque C_6H_5COOH avec l'eau ;
 - 1.2- de l'ion ammonium NH_4^+ avec l'eau.
- 2- Même consigne avec l'ammoniac NH_3 et l'ion éthanoate $HCOO^-$.

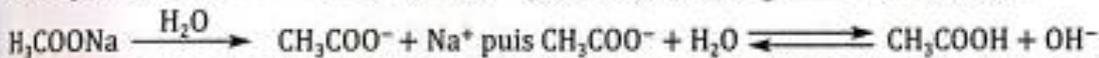
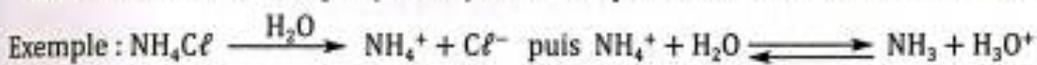
II- RÉSUMÉ DE COURS

- Un acide faible réagit partiellement avec l'eau.
- Une base faible réagit partiellement avec l'eau.
- La réaction d'un acide faible ou d'une base faible avec l'eau conduit à un état d'équilibre chimique où les produits et les réactifs coexistent. On écrit donc l'équation-bilan avec une double flèche (\rightleftharpoons).
- Lorsque l'acide ou la base est sous forme moléculaire, le coefficient d'ionisation $\alpha = \frac{[\text{ion}]}{C}$.

Ce coefficient α augmente avec la dilution.

III- MÉTHODES

- Pour montrer qu'un acide est faible, on compare son pH à $-\log C_a$. Si $pH \neq -\log C_a$, alors l'acide est faible.
- Pour une base faible, on compare son pH à $14 + \log C_b$. Si on trouve des valeurs différentes, alors la base est faible.
- Pour écrire les équations, il faut faire attention aux composés ioniques comme les sels d'ammonium qui sont des acides faibles ou les carboxylates de sodium, de potassium ... qui sont des bases faibles. Ils se dissocient totalement d'abord dans l'eau avant que l'ion formé ne réagisse avec l'eau de façon partielle. La réaction de l'ion acide ($R_nNH_3^{+n}$) avec l'eau produit l'ion H_3O^+ et une molécule alors que la réaction de l'ion basique ($RCOO^-$) avec l'eau produit l'ion OH^- et une molécule.



Dans ces cas, la conservation de la matière doit tenir compte de tous les ions négligés dans l'équation de l'électroneutralité pour exprimer la concentration de la molécule formée.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

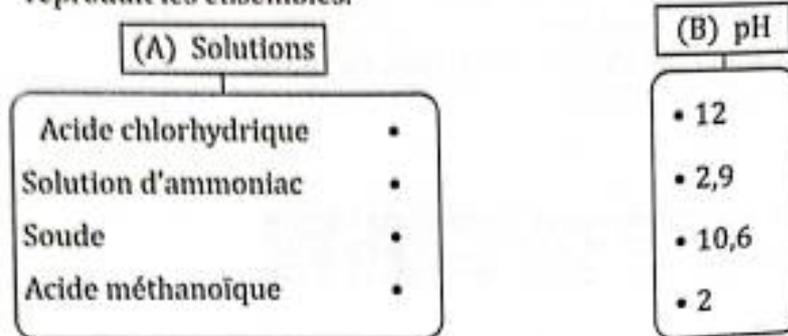
Exercice 1

Tu disposes d'une solution d'un acide fort et d'une solution d'un acide faible de même concentration molaire C . Tu réalises la conductibilité avec un même volume de chaque acide, tu remarques qu'avec la solution de l'acide A_1 , le galvanomètre indique $I_1 = 0,01$ mA et avec la solution A_2 , le galvanomètre indique $I_2 = 0,1$ mA

- 1- Lequel des deux acides est fort ou faible ?
- 2- Détermine la concentration C sachant que le pH de l'acide fort est $pH = 2$.

Exercice 2

Relie par une flèche chaque solution de l'ensemble (A) à son pH dans l'ensemble (B) après avoir reproduit les ensembles.



Remarque : Les solutions ont toutes la même concentration molaire.

Exercice 3

Une solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ a un pH égal à 5,6.

- Montre que le chlorure d'ammonium est un acide faible.
- Écris l'équation-bilan :
 - de sa dissolution ;
 - de la réaction des ions ammonium avec l'eau.
- Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- Calcule le coefficient de transformation β des ions ammonium en ammoniac.

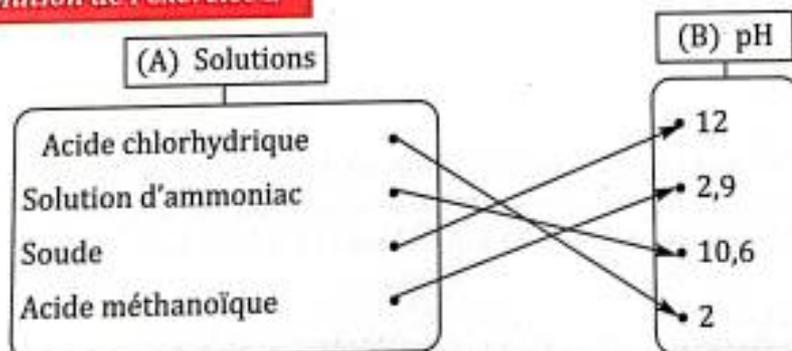
Résolution de l'exercice 1

- $I_2 > I_1$, la solution A_2 conduit plus le courant que l'acide A_1 : A_2 est l'acide fort ; A_1 est l'acide faible
- La concentration C .
Pour les acides forts $\text{pH} = -\log C$ donc $C = 10^{-\text{pH}}$ $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Commentaire :

- Les solutions acides forts conduisent plus le courant électrique que les acides faibles pour la même concentration molaire volumique.
- On ne peut déterminer la concentration molaire volumique C d'une solution d'acide faible si on ne connaît que son pH. La relation $\text{pH} = -\log C$ n'est utilisée que dans le cas des solutions d'acides forts dilués.

Résolution de l'exercice 2



Commentaire :

- Distinguer :
 - d'abord les acides (acide chlorhydrique, acide méthanoïque) des bases (ammoniac, soude) ;
 - ensuite les acides forts des acides faibles et les bases fortes des bases faibles.
- Savoir que le pH d'une solution d'acide faible est plus grand que le pH d'une solution d'acide fort de même concentration. Le pH d'une solution de base faible est plus petit que celui d'une base forte de même concentration.

Résolution de l'exercice 3

1- Montrons que chlorure d'ammonium est un acide faible.

$-\log 10^{-2} = 2 < 5,6$; $-\log C < \text{pH}$ donc le chlorure d'ammonium est un acide faible.

2- Équation-bilan : $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ puis $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

3- Inventaire des espèces chimiques.

- Ions: OH^- ; H_3O^+ ; Cl^- ; NH_4^+

- Molécules: NH_3 ; H_2O

• Calcul des concentrations molaires

$$\text{pH} = 5,6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$K_e = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = C_a \text{ (ion spectateur)} \quad [\text{Cl}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• Électroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \quad \text{or} \quad [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{d'où : } [\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} - 2,5 \cdot 10^{-6} \approx 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• Conservation de la matière

$$C = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] \Rightarrow [\text{NH}_3] = C - [\text{NH}_4^+]$$

$$\text{Utilisons l'équation d'électroneutralité } [\text{NH}_3] = C_b - [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{NH}_3] = 2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

4- Coefficient de transformation β .

$$\beta = \frac{[\text{NH}_3]}{C}$$

$$\beta = \frac{2,5 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}}$$

$$\beta = 0,0025 \text{ ou } 0,25\%$$

Commentaire :

Sur 10 000 ions ammonium NH_4^+ , seulement 25 ont réagi avec l'eau pour donner 25 molécules d'ammoniac NH_3 . La réaction est très limitée.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

Toutes les solutions sont prises à 25° C.

1

Définis :

- 1- un acide faible ;
- 2- une base faible.

2 Donne deux exemples (nom et formule) :

- 1- d'un acide faible ;
- 2- d'une base faible.

3 L'expression du coefficient d'ionisation de l'ammoniac NH_3 est :

$$\text{a) } \alpha = \frac{n(\text{NH}_4^+)}{C} \quad \text{b) } \alpha = \frac{[\text{NH}_3]}{C} \quad \text{c) } \alpha = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C}$$

Recopie la lettre correspondant à la bonne réponse.

4 Lorsqu'on dilue une solution d'acide éthanóique, la valeur du coefficient d'ionisation :

- a) diminue ;
- b) reste constante ;
- c) augmente.

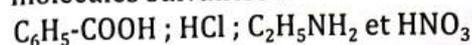
Écris la lettre correspondant à la réponse correcte.

5 Soit les affirmations ci-dessous.

N°	Affirmations	Vrai	Faux
1	Un acide faible s'ionise totalement dans l'eau.		
2	Le pH d'une solution d'acide faible est plus grand que le pH d'une solution d'acide fort de même concentration molaire volumique.		
3	La dilution au dixième d'une solution de base faible diminue le pH d'une unité.		
4	Les chlorures d'acyle RCOCl sont des acides faibles.		
5	Les amines sont des bases faibles.		

Reproduis le tableau et coche dans la case qui convient selon que l'affirmation est vraie ou fausse.

6 Écris l'équation-bilan de l'ionisation des molécules suivantes :

7 Une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH est telle que le rapport des concentrations molaires $\frac{[\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = 6,9$. Son pH est égal à 2,9.

1- La concentration molaire volumique en ion méthanoate est :

- a) $[\text{HCOO}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$;
- b) $[\text{HCOO}^-] = 1,26 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$;
- c) $[\text{HCOO}^-] = 1,26 \cdot 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.

2- Celle de l'acide méthanoïque restant est :

- a) $[\text{HCOOH}] = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$;
- b) $[\text{HCOOH}] = 8,74 \cdot 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$;
- c) $[\text{HCOOH}] = 8,74 \cdot 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.

3- La concentration molaire volumique de la solution est :

- a) $C_a = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$;
- b) $C_a = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$;
- c) $C_a = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$.

4- Le coefficient d'ionisation α est :

- a) $\alpha = 12,6 \%$;
- b) $\alpha = 8,74 \%$;
- c) $\alpha = 1,26 \%$.

Recopie la lettre correspondant à la réponse correcte dans chaque cas.

Exercices de renforcement/ Approfondissement

8 Cinq (5) solutions A ; B ; C ; D et E de même concentration molaire $C = 10^{-2}$ mol/L sont contenues dans cinq béchers numérotés.

- A : Solution de chlorure de sodium
 B : Solution d'hydroxyde de sodium
 C : Solution de chlorure d'hydrogène
 D : Solution de chlorure d'ammonium
 E : Solution d'ammoniac.

L'étiquette collée sur chaque bécher n'est plus lisible. On mesure le pH de chaque solution et on obtient le tableau suivant :

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

- 1- Identifie le contenu de chaque bécher en complétant le tableau.
- 2- Justifie ton choix.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction qui s'est produite avec l'eau au cours de la préparation de chaque solution.

9 Une solution d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C = 10^{-1}$ mol.L⁻¹ a un pH = 8,9.

- 1- Montre que l'éthanoate de sodium est une base faible.
- 2- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 3- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
- 4- Déduis-en le coefficient de transformation β des ions éthanoates en acide éthanoïque.

10 Le pH d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH est égal à 2,9. le rapport des concentrations molaires $\frac{[\text{HCOOH}]}{[\text{HCOO}^-]} = 6,9$. L'on se propose de déterminer la concentration de cette solution.

- 1- Justifie que l'acide méthanoïque est un acide faible.
- 2- Écris l'équation-bilan de sa réaction d'ionisation.
- 3- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans cette solution.
- 4- Détermine leurs concentrations molaires volumiques.

11 Vous disposez d'une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire molaire volumique $C_a = 0,1$ mol.L⁻¹ et de pH = 2,9.

Vous effectuez des dilutions successives de cette solution puis vous mesurez les pH correspondants. Vous obtenez le tableau suivant :

C_a (mol/L)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}
pH	2,9	3,4	3,9	4,4
$\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_a}$				

Tu te proposes d'étudier l'effet de dilution sur l'ionisation de cet acide.

- 1- Pour une solution d'acide faible de concentration molaire C_a , montre que le coefficient d'ionisation peut s'écrire $\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_a}$.
- 2- Complète le tableau après l'avoir reproduit.
- 3- Compare les valeurs de α .
- 4- Déduis l'effet de la dilution sur l'ionisation de l'acide éthanoïque.

12 L'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, est une base faible.

- 1- Écris l'équation-bilan de sa réaction chimique avec l'eau.
- 2- On considère une solution d'éthylamine de concentration molaire $C_b = 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Son pH est égal à 11,3.
 - 2.1- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans cette solution.
 - 2.2- Détermine leurs concentrations molaires volumiques.
 - 2.3- Calcule le coefficient α de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.
- 3- A un volume $V_1 = 50$ cm³ de la solution précédente, on ajoute un volume $V_2 = 450$ cm³ d'eau distillée. Le pH de la solution obtenue est 10,8.
 - 3.1- Détermine la concentration C' de cette solution.
 - 3.2- Détermine le nouveau coefficient α' d'ionisation de l'éthylamine.
 - 3.3- Déduis-en l'effet de la dilution sur la réaction.

13 Une solution d'acide monochloroéthanoïque de concentration molaire C_1 et une solution d'acide éthanoïque de concentration molaire C_2 ont le même pH à 25°C.

Données : $C_1 = 5 \cdot 10^{-3}$ mol.L⁻¹ ; $C_2 = 0,25$ mol.L⁻¹ ; pH = 2,7.

- 1- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
- 2- Détermine :
 - 2.1- les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans chaque solution ;
 - 2.2- les coefficients d'ionisation α de chaque acide.
- 3- Dédus-en l'acide le plus ionisé.

14 On désire identifier un sel de formule R-COONa ou -R est un groupe alkyle saturé. On dissout dans un volume $V = 100$ mL d'eau une masse m de ce sel et on obtient une solution S de concentration molaire C. On mesure le pH de S.

Données : $V = 100$ mL ; $C = 10^{-1}$ mol.l⁻¹ ; pH = 8,4.

- 1-
 - 1.1- Montre que ce sel est une base faible.
 - 1.2- Écris l'équation-bilan de la dislocation des cristaux de ce sel dans l'eau.
 - 1.3- Dédus-en l'équation-bilan de la réaction de l'ion carboxylate avec l'eau.
 - 1.4- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution S.
 - 1.5- Calcule leurs concentrations molaires volumiques exceptée celle de l'eau.
- 2- La masse molaire du sel étudié est $M = 68$ g.mol⁻¹.
 - 2.1- Détermine sa formule semi-développée.
 - 2.2- Donne son nom.
 - 2.3- Détermine la masse m de sel dissout pour préparer S.

Masses molaires en g.mol⁻¹ :

$M(H) = 1$; $M(C) = 12$; $M(O) = 16$; $M(Na) = 23$.

15 Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe mélange un volume $V_B = 20$ mL d'une solution d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2}$ mol/L et de pH = 8,4 à un volume $V_A = 20$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_A = 10^{-2}$ mol/L. Il mesure le pH du mélange et

obtient pH = 3,5. Le calcul des quantités de matière a donné le tableau suivant :

	Solution de CH ₃ COONa Avant le mélange	Solution de HCl avant le mélange	Après le mélange	Δn
$n(H_3O^+)$ (mol)	$8 \cdot 10^{-11}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1,26 \cdot 10^{-5}$	
$n(OH^-)$ (mol)	$5 \cdot 10^{-8}$	$2 \cdot 10^{-14}$	$1,26 \cdot 10^{-12}$	
$n(CH_3COOH)$ (mol)	$5 \cdot 10^{-8}$	0	$1,87 \cdot 10^{-4}$	
$n(CH_3COO^-)$ (mol)	$2 \cdot 10^{-4}$	0	$1,26 \cdot 10^{-5}$	
$n(Na^+)$ (mol)	$2 \cdot 10^{-4}$	0	$2 \cdot 10^{-4}$	0
$n(Cl^-)$ (mol)	0	$2 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$	0

- 1- Calcule la variation des quantités de matière des ions H_3O^+ , des ions CH_3COO^- , des molécules CH_3COOH au cours de cette opération.

Donné : ($\Delta n = n_{\text{finale}} - n_{\text{initial}}$)

- 2- Interprète les différentes valeurs de Δn .
- 3- Tire une conclusion à partir de ces différentes valeurs de Δn .
- 4- En s'appuyant sur les réponses aux consignes précédentes :
 - 4.1- dis si la réaction qui s'est produite est totale ou partielle ;
 - 4.2- écris l'équation-bilan de cette réaction chimique.

16 Votre professeur demande à ton voisin de préparer un volume $V' = 500 \text{ mL}$ d'une solution S' de concentration molaire volumique $C' = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale d'ammoniac NH_3 dont l'étiquette porte les indications ci-dessous ; puis de calculer son coefficient d'ionisation.

- Solution d'ammoniac NH_3 ;
- Masse molaire: $M = 17 \text{ g/mol}$;
- Masse volumique de la solution : $\rho = 450 \text{ kg/m}^3$;
- Pourcentage en masse de NH_3 : $p = 33 \%$.

Le professeur lui dit que le pH de la solution S' doit être égal à 11,1.

Ton voisin éprouvant quelques difficultés te demande de l'aider à réussir sa préparation.

1- Détermine :

1.1- la concentration molaire C de la solution commerciale d'ammoniac ;

1.2- le volume V de solution commerciale qu'il faut prélever pour préparer S' .

2- Décris le mode opératoire de la préparation de S' .

3- Détermine :

3.1- les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution S' ;

3.2- le coefficient d'ionisation α de l'ammoniac.

4- Interprète le résultat.

17 Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre groupe doit étudier le benzoate de sodium de formule $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$. Vous avez l'information que c'est un composé ionique qui se dissocie totalement dans l'eau. Vous vous demandez si le benzoate est une base faible ou une base forte. Pour cela, vous réalisez les expériences suivantes.

Expérience 1

Vous préparez une solution (S) de benzoate de sodium de concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en dissolvant une masse m dans 1 L d'eau pure.

Expérience 2

Vous diluez la solution précédente au dixième $C' = \frac{C}{10}$ et vous mesurez le pH. Vous constatez que le pH passe de $\text{pH} = 8,5$ à $\text{pH}' = 8$ après dilution.

Données : masse de benzoate de sodium ;

$M = 144 \text{ g.mol}^{-1}$

- 1- Détermine la masse m de benzoate de sodium utilisée pour la préparation de la solution S .
- 2- Justifie à partir de la variation de pH que la solution de benzoate de sodium est une base faible.
- 3- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'ion benzoate et l'eau.
- 4- Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces dans la solution diluées.

18 Au laboratoire de votre lycée vous disposez de deux flacons contenant un acide faible ($\text{C}_n\text{H}_{n+1}\text{COOH}$) et l'autre un acide fort (acide chlorhydrique) de même concentration molaire $C = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Un membre de votre groupe de travaux pratiques a malencontreusement mélangé les deux flacons en décollant leurs étiquettes. Votre professeur vous demande de retrouver les deux solutions. On notera S_1 et S_2 ces deux solutions.

Vous mesurez le pH de chaque solution initiale, ensuite vous les diluez 10 fois et vous mesurez encore leur pH. Vos résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

Solution	Solutions initiales		Solutions diluées au 1/10	
	S_1	S_2	S'_1	S'_2
pH	3,6	2,3	4,1	3,3

Vous mesurez le pH de chaque solution initiale, ensuite vous les diluez 10 fois et vous mesurez encore leur pH. Vos résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous.

- 1- Montre que la solution S_2 est la solution d'acide fort.
- 2- Détermine alors la formule brute de l'acide faible $\text{C}_n\text{H}_{n+1}\text{COOH}$.
- 3- Écris :
 - 3.1- la formule semi-développée et le nom de cet acide ;
 - 3.2- l'équation-bilan de sa réaction chimique avec l'eau.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

IMPORTANCES DES ACIDES FAIBLES ET BASES FAIBLES DANS LA VIE QUOTIDIENNE

On les rencontre au quotidien dans nos ménages, notre alimentation, notre santé etc. Nous pouvons citer parmi ces acides faibles et bases faibles quelques-uns fréquemment utilisés.

L'acide éthanóique communément appelé acide acétique est très utilisé dans l'alimentation dans les industries ou dans les laboratoires

- Dans l'alimentation : il est le principal constituant du vinaigre et est utilisé comme additif alimentaire.
- Dans les industries, il entre dans la production d'anhydride acétique, acétate de cellulose ainsi que des médicaments, des pesticides, des colorants et surtout dans la fabrication des produits photographiques.

Dans les laboratoires, il est utilisé comme solvant et comme agent de nettoyage de semi-conducteurs.



Le benzoate de sodium

Base faible, il se présente comme du sel de formule C_6H_5COONa .

Il est utilisé comme conservateur des boissons sucrées (soda), conservateur antifongique dans les produits cosmétiques. Il entre dans la composition de certains médicaments comme le PASSEDYL (photo ci-contre).



L'hypochlorite de sodium $NaClO$ (Eau de javel)

Issue de la dissolution de l'hypochlorite de sodium, l'eau de Javel est une solution de base faible. Son utilisation domestique est connue de tous.

Elle est utilisée pour nettoyer et désinfecter les surfaces des salles de bain, cuisine, désinfecter, enlever les taches des vêtements pendant la lessive.

Son utilisation industrielle est connue dans la potabilisation de l'eau destinée à la consommation (eau de SODECI) et le traitement industriel des eaux usées.

LEÇON

10

COUPLES
ACIDE/BASE -
CLASSIFICATION

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

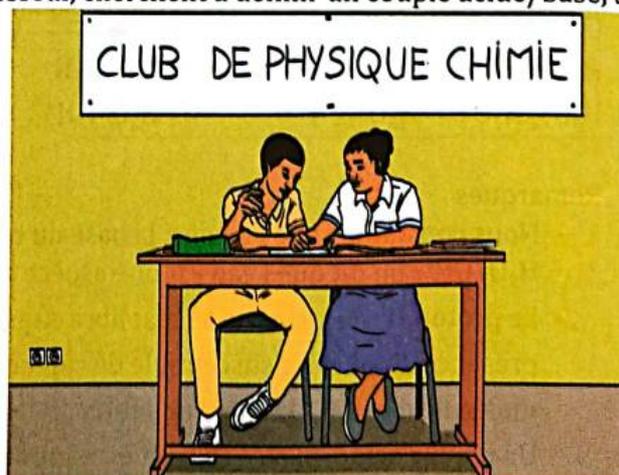
HABILITÉS	CONTENUS
Définir	<ul style="list-style-type: none"> un acide et une base selon Brønsted. un couple acide/base.
Donner	quelques exemples de couples acide/base.
Définir	<ul style="list-style-type: none"> la constante d'acidité K_A d'un couple acide/base. le pK_A d'un couple acide/base.
Déterminer	<ul style="list-style-type: none"> la constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base. le pH d'une solution aqueuse d'acide faible et de base faible.
Déterminer	les domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée.
Définir	un indicateur coloré.
Déterminer	la zone de virage d'un indicateur coloré.
Expliquer	la force d'un acide et d'une base.
Classer	les couples acide/base.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Couple acide/base
- Constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base
- Domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée
- Indicateur coloré sa zone de virage
- Force d'un acide et d'une base
- Classification des couples acide/base

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Dans le cadre des activités du club de Physique-Chimie d'un établissement scolaire, deux élèves d'une classe de Terminale D se demandent comment l'on peut comparer les forces de deux acides faibles et les forces de deux bases faibles. L'un dit avoir entendu qu'une telle classification se fait à l'aide de la constante d'acidité K_A ou du pK_A du couple acide/base. Pour s'accorder sur cette affirmation, tous les élèves de la classe, sous la supervision de leur professeur, cherchent à définir un couple acide/base, à déterminer la constante d'acidité K_A et le pK_A d'un couple acide/base, à expliquer la force d'un acide ou d'une base et à classer les couples acide/base.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉCOUVRIR LA NOTION DE COUPLE ACIDE/BASE

Nous avons appris dans la leçon précédente que la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau conduit à un équilibre chimique d'équation-bilan suivante :



- 1- Indique en le justifiant, l'espèce chimique acide.
- 2- Indique en le justifiant, l'espèce chimique basique.
- 3- Définis un acide et une base selon Brønsted.
- 4- Définis un couple acide/base.
- 5- Écris les demi-équations protoniques.

Je fais le point de l'activité

1- Espèce acide et espèce basique

Dans l'équation-bilan $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, CH_3COOH a cédé un proton H^+ , c'est un acide selon Brønsted.

Par contre, CH_3COO^- a capté un proton H^+ , c'est une base selon Brønsted.

2- Définition d'un acide, d'une base

- Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons H^+ .
- Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

3- Notion de couple acide/base

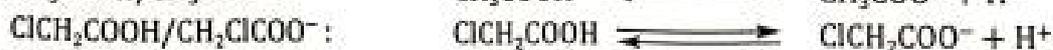
Il y a un transfert de proton H^+ entre l'acide CH_3COOH et sa base CH_3COO^- . Ces deux espèces dites conjuguées constituent un couple acide /base noté $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$. Elles sont liées par le schéma formel :



4- Définition d'un couple acide/base

Un couple acide/base noté A / B est constitué par deux espèces conjuguées qui échangent un proton selon le schéma $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{H}^+$.

Exemples de couples acide/base et demi-équations protoniques



Remarques

- Nous constatons que l'eau est la base du couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et l'acide du couple $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$: on dit que l'eau est une espèce **amphotère** ou **ampholyte**.
- Le proton H^+ n'existe pas à l'état libre dans l'eau. Pour qu'un acide libère un proton, il faut la présence d'une base susceptible de capter le proton libéré et inversement. Il se fixe sur une molécule d'eau H_2O selon l'équation : $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$
- Un couple acide/base A/B peut être sous la forme AH / A^- ou BH^+ / B .

J'évalue mes acquis



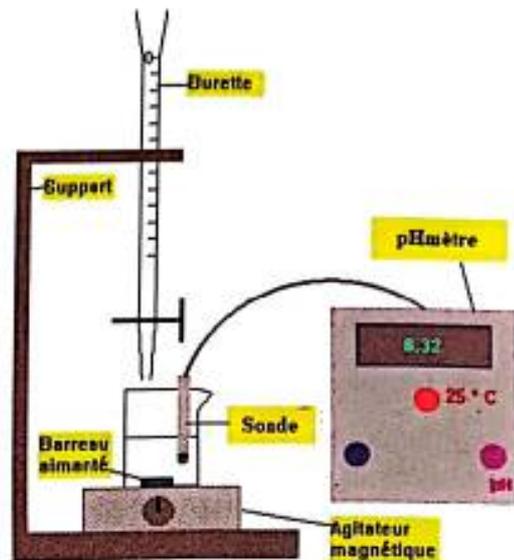
Les espèces chimiques suivantes sont des acides ou des bases selon Brønsted : C_6H_5COOH , $HCOO^-$, OH^- , NH_4^+ , H_2O , NH_3 , $C_6H_5COO^-$ et $HCOOH$.

- 1- Définis un acide et une base au sens de Brønsted.
- 2- Écris les couples acide/base à partir de la liste proposée.
- 3- L'eau appartient à un autre couple acide/base.
 - 3.1- Indique ce couple.
 - 3.2- Donne le nom attribué à une telle espèce chimique.

ACTIVITÉ 2 : DÉTERMINER LA CONSTANTE D'ACIDITÉ K_A ET LE pK_A D'UN COUPLE ACIDE/BASE

Tu disposes d'une solution aqueuse A d'acide éthanóique de concentration molaire $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'une solution aqueuse B d'éthanoate de sodium de même concentration molaire que la solution A.

- 1- Verse dans un bécher, à l'aide d'une burette, un volume $V_A = 25 \text{ mL}$ de la solution A.
 - 2- Ajoute successivement à ce volume de solution A, des volumes V_B de 5 mL, 10 mL, 20 mL et 25 mL de la solution B (voir tableau des valeurs de la colonne 1 à la colonne 4), en mesurant après chaque ajout et homogénéisation, le pH du mélange.
 - 3- Verse dans un autre bécher, à l'aide de la burette, un volume $V_B = 25 \text{ mL}$ de la solution B.
 - 4- Ajoute successivement à ce volume de solution B, des volumes V_A de 5 mL, 10 mL, 20 mL et 25 mL de la solution A (voir tableau des valeurs de la colonne 5 à la colonne 8), en mesurant après chaque ajout et homogénéisation, le pH du mélange.
 - 5- Exprime littéralement les quantités de matière $n(A)$ de CH_3COOH et $n(B)$ de CH_3COO^- présentes respectivement dans un volume V_A et un volume V_B .
 - 6- Exprime les concentrations molaires de l'acide éthanóique CH_3COOH et sa base conjuguée CH_3COO^- dans le mélange, en fonction de C_A , C_B , V_A , V_B (en considérant qu'aucune réaction ne se produit à cause de l'équilibre chimique entre l'acide et sa base conjuguée).
 - 7- Dédus la relation $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{V_B}{V_A}$.
 - 8- Complète le tableau des mesures après l'avoir reproduit.
 - 9- Trace la courbe $pH = f\left(\log \frac{V_B}{V_A}\right)$ sur une feuille de papier millimétré.
- Échelles : 1 cm pour 0,1 unité de $\log \frac{V_B}{V_A}$ en abscisse et 5 cm pour 1 unité de pH en ordonnée.
- 10- Dédus que le pH peut s'écrire sous la forme $pH = a \cdot \log \frac{V_B}{V_A} + b$.
 - 11- Détermine, à partir de la courbe, les valeurs de a et b.



Document 1 : Mesure du pH d'un mélange de solutions d'acide éthanóique et d'éthanoate de sodium

V_A (mL)	25	25	25	25	20	10	5
V_B (mL)	5	10	20	25	25	25	25
pH mesuré							
$\frac{V_B}{V_A}$							
$\log \frac{V_B}{V_A}$							

- 12- Déduis-en une constante notée pK_A du couple acide/base, puis une relation entre pK_A et les concentrations molaires de la base et de l'acide.
- 13- Définis la constante d'acidité K_A d'un couple acide/base.

Je fais le point de l'activité

1- Établissement de la relation $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{V_B}{V_A}$

- Les quantités de matière initiales de l'acide éthanoïque et de l'éthanoate de sodium sont : $n(A) = C_A V_A$ et $n(B) = C_B V_B$.
- Les concentrations molaires de l'acide éthanoïque et de l'éthanoate de sodium dans le mélange sont : $[CH_3COOH] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$ et $[CH_3COO^-] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$.
- Par conséquent :

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{\frac{C_B V_B}{V_A + V_B}}{\frac{C_A V_A}{V_A + V_B}} = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} \times \frac{V_A + V_B}{C_A V_A}; \quad \text{donc} \quad \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{C_B V_B}{C_A V_A}$$

Or $C_A = C_B$, d'où $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{V_B}{V_A}$

2- Tracé de la courbe $pH = f(\log \frac{V_B}{V_A})$ et son exploitation

- Les valeurs du pH mesurées et celles de $\frac{V_B}{V_A}$ et $\log \frac{V_B}{V_A}$ sont consignées dans le tableau suivant :

V_A (mL)	25	25	25	25	20	10	5
V_B (mL)	5	10	20	25	25	25	25
pH mesuré	4,10	4,40	4,70	4,80	4,90	5,20	5,50
$\frac{V_B}{V_A}$	0,2	0,4	0,8	1	1,25	2,5	5
$\log \frac{V_B}{V_A}$	-0,70	-0,40	-0,10	0,00	0,10	0,40	0,70

- La courbe obtenue est une droite. Son équation est donc de la forme

$$pH = a \cdot \log \frac{V_B}{V_A} + b.$$

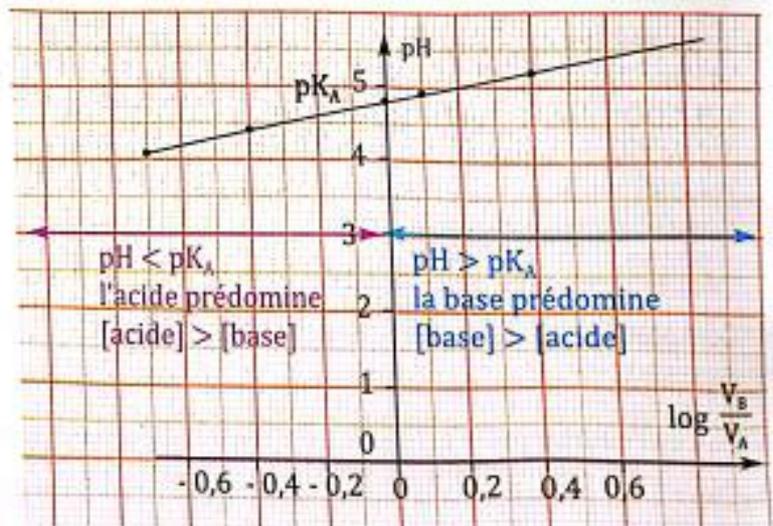
- Détermination de a et b. a représente la pente de la droite

$$a = \frac{\Delta pH}{\Delta(\log \frac{V_B}{V_A})}$$

$$a = \frac{pH_2 - pH_1}{(\log \frac{V_B}{V_A})_2 - (\log \frac{V_B}{V_A})_1}$$

$$a = \frac{5,20 - 4,40}{0,40 - (-0,40)} = \frac{0,8}{0,8}$$

$$a = 1$$



b est l'ordonnée à l'origine. Pour $\log \frac{V_B}{V_A} = 0$, $b = 4,8$

Ainsi, $\text{pH} = 4,8 + \log \frac{V_B}{V_A}$, soit $\text{pH} = 4,8 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ puisque $\frac{V_B}{V_A} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

Notons $\text{p}K_A = 4,8$; $\text{p}K_A$ est une constante caractéristique du couple acide/base.

Le $\text{p}K_A$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ est donc 4,8.

Pour tout couple acide/base, on peut écrire la relation $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$.

3- Constante d'acidité d'un couple acide/base

On a $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$. On sait aussi que $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$.

On a donc $\text{p}K_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, soit :

$$\text{p}K_A = -(\log[\text{H}_3\text{O}^+] + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]})$$

$$\text{p}K_A = -\log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

$K_A = \frac{[\text{Base}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{Acide}]}$ est la constante d'acidité du couple acide/base.

$$\text{p}K_A = -\log K_A \text{ et } K_A = 10^{-\text{p}K_A}$$

Définition

La constante d'acidité K_A d'un couple acide/base est la grandeur qui mesure la force d'un acide ou d'une base. Elle caractérise l'équilibre chimique entre l'espèce acide et l'espèce basique de ce couple.

J'évalue mes acquis



L'acide salicylique $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, extrait notamment de l'écorce de saule, donne lieu à un équilibre chimique avec l'eau.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de l'acide salicylique avec l'eau.
- 2- Donne l'expression de la constante d'acidité K_A associée au couple de l'acide salicylique.
- 3- Pour un état d'équilibre donné, on a :

$$[\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Calcule la constante d'acidité K_A du couple de l'acide salicylique.

- 4- Dédus-en la valeur de son $\text{p}K_A$.

ACTIVITÉ 3 : DÉTERMINER LA FORME PRÉDOMINANTE D'UN COUPLE ACIDE/BASE CONNAISSANT SON $\text{p}K_A$ ET LE pH

La molécule d'éthylamine $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$, espèce basique d'un couple acide/base de $\text{p}K_A = 10,7$, peut se trouver dans une solution de pH égal à : 2,7 ; 10,7 ; 12,7.

- 1- Donne la formule de l'acide conjugué de l'éthylamine.
- 2- Trouve l'espèce chimique prédominante dans la solution en comparant dans chaque cas, le pH et le $\text{p}K_A$ du couple éthylamine/ion éthylamonium.

Je fais le point de l'activité

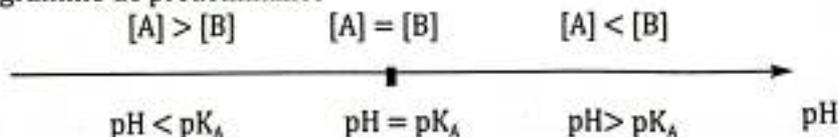
- L'acide conjugué de l'éthylamine est l'ion éthylamonium de formule $C_2H_5NH_3^+$.
 - Dans une solution dans laquelle coexistent un acide A et sa base conjuguée B, pour déterminer l'espèce prédominante :
 - on compare le pH de la solution et le pK_A du couple A/B ;
 - on se sert de la relation $pH = pK_A + \log \frac{[B]}{[A]}$ ou $pH - pK_A = \log \frac{[B]}{[A]}$.
- a) Pour la solution de $pH = 2,7$ avec le $pK_A = 10,7$:
- $pH < pK_A \Leftrightarrow pH - pK_A < 0$; ainsi $\log \frac{[B]}{[A]} < 0$; $[B] < [A]$: l'acide $C_2H_5NH_3^+$ est l'espèce prédominante.
- b) Pour la solution de $pH = 10,7 = pK_A$:
- $pH = pK_A \Leftrightarrow pH - pK_A = 0$; ainsi $\log \frac{[B]}{[A]} = 0$; $[B] = [A]$: aucune des espèces acide ou basique ne prédomine.
- c) Pour la solution de $pH = 12,8$ avec le $pK_A = 10,7$:
- $pH > pK_A \Leftrightarrow pH - pK_A > 0$, ainsi $\log \frac{[B]}{[A]} > 0$; $[B] > [A]$: la base $C_2H_5NH_2$ est l'espèce prédominante.

• Généralisation

Pour tout couple acide/base noté A/B en solution aqueuse :

- si $pH = pK_A$, alors $[A] = [B]$: aucune espèce ne prédomine ;
- si le $pH > pK_A$, alors $[A] < [B]$: la forme basique prédomine ;
- si le $pH < pK_A$, alors $[A] > [B]$: la forme acide prédomine.

Diagramme de prédominance

**J'évalue mes acquis**

Une solution d'acide éthanóique CH_3COOH de $pK_A = 4,8$ a un pH égal à 6.

- 1- Indique la base conjuguée de l'acide éthanóique.
- 2- Trouve l'espèce prédominante dans cette solution.
- 3- Indique sur une échelle de pH, le domaine de prédominance de chaque espèce.

ACTIVITÉ 4 : RECHERCHER LA ZONE DE VIRAGE D'UN INDICATEUR COLORÉ CONNAISSANT SON pK_A

Le pK_A du couple acide/base d'un indicateur coloré, noté sous la forme $Hind / Ind^-$, est égal à 5,5 à 25°C.

- 1- Définis un indicateur coloré.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre $Hind$ et l'eau.
- 3- Dédus les deux valeurs de pH limitant la zone de virage de l'indicateur coloré en admettant que :
 - la solution prend la couleur rouge de la forme basique si le rapport des concentrations molaires volumiques de la forme basique à la forme acide est supérieur ou égal à 10.
 - la solution prend la couleur jaune de la forme acide si le rapport des concentrations molaires volumiques de la forme acide à la forme basique est supérieur ou égal à 10 ;
- 4- Détermine la couleur de cet indicateur :
 - dans une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;
 - au point d'équivalence de la réaction chimique entre l'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde de sodium.

Je fais le point de l'activité

1- Définition d'un indicateur coloré

Un indicateur coloré est un couple acide/base faible dont les formes acide et basique ont des couleurs (teintes) différentes en solution.

2- Équation-bilan de la réaction chimique entre HInd et l'eau



3- Les deux valeurs de pH limitant la zone de virage de l'indicateur

L'indicateur prend la couleur rouge pour : $\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq 10 \Leftrightarrow \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq 1$.

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq \text{pK}_a + 1.$$

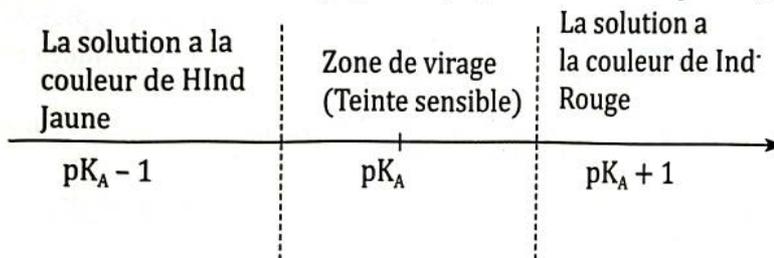
$$\Leftrightarrow \text{pH} \geq \text{pK}_a + 1$$

L'indicateur prend la couleur jaune pour : $\frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]} \geq 10 \Leftrightarrow \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq 10^{-1} \Leftrightarrow \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq -1$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq \text{pK}_a - 1.$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} \leq \text{pK}_a - 1.$$

Les valeurs limites sont donc : $\text{pK}_a - 1$ et $\text{pK}_a + 1$ c'est-à-dire $\text{pH} = 4,5$ et $\text{pH} = 6,5$.



4- La couleur de cet indicateur :

4.1- dans une solution d'acide chlorhydrique à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Le pH d'une solution d'acide chlorhydrique à $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ est $\text{pH} = -\log(10^{-3}) = 3$.
 $3 < 4,5$; l'indicateur prend la teinte jaune de la forme acide .

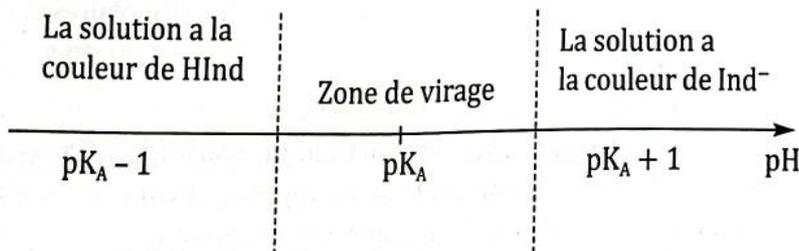
4.2- au point d'équivalence d'une réaction acide fort / base forte.

Le pH est 7, supérieur à 6,5 : l'indicateur prend la teinte rouge de la forme basique.

Remarque

Pour un indicateur coloré : $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$.

- pour $\text{pH} < \text{pK}_a - 1$: la forme acide HInd impose sa couleur à la solution.
- pour $\text{pH} > \text{pK}_a + 1$: la forme basique Ind⁻ impose sa couleur à la solution.
- pour $\text{pK}_a - 1 < \text{pH} < \text{pK}_a + 1$: les deux couleurs se superposent : c'est la zone de virage (teinte sensible).



Un indicateur coloré est un couple HInd / Ind⁻ changeant de couleur avec le pH de la solution. Sa zone de virage contient la valeur du pK_a du couple HInd / Ind⁻.

J'évalue mes acquis



L'hélianthine est un indicateur coloré dont le pK_A du couple Hind/ind^- vaut 3,5.

- 1- Écris l'équation-bilan de sa réaction chimique avec l'eau.
- 2- La forme acide du couple acide/base correspondant à l'hélianthine donne à la solution une couleur rouge. Quant à sa forme basique, elle donne une couleur jaune.

Détermine les valeurs de pH pour lesquelles l'hélianthine a :

- 2.1- une couleur rouge nette ;
- 2.2- une couleur jaune nette.
- 3- Indique la couleur observée, en ajoutant quelques gouttes de l'hélianthine dans une solution de :
 - 3.1- $\text{pH} = 2$;
 - 3.2- $\text{pH} = 5$;
 - 3.3- $\text{pH} = 3$.

ACTIVITÉ 5 : CLASSER LES COUPLES ACIDE/BASE À PARTIR DE LEUR CONSTANTE D'ACIDITÉ

- 1- Tu disposes de deux acides faibles $A_1\text{H}$ et $A_2\text{H}$, de bases conjuguées respectives A_1^- et A_2^- .
 - 1.1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de chaque acide avec l'eau.
 - 1.2- Écris les expressions des constantes d'acidité K_{A_1} et K_{A_2} respectives des couples $A_1\text{H}/A_1^-$ et $A_2\text{H}/A_2^-$ en fonction des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans les solutions d'acide.
 - 1.3- Compare K_{A_1} et K_{A_2} en considérant que $A_1\text{H}$ s'ionise plus que $A_2\text{H}$.
 - 1.4- Conclue.
- 2- Tu disposes de deux bases faibles B_1 et B_2 , d'acides conjugués respectifs $B_1\text{H}^+$ et $B_2\text{H}^+$.
 - 2.1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de chaque base avec l'eau.
 - 2.2- Écris les expressions des constantes d'acidité K'_{A_1} et K'_{A_2} respectives des couples $B_1\text{H}^+/B_1$ et $B_2\text{H}^+/B_2$ en fonction des concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans les solutions de base.
 - 2.3- Compare K'_{A_1} et K'_{A_2} en supposant que B réagit plus que B' avec l'eau.
 - 2.4- Conclue.
- 3- Classe les couples acide/base et évoque la particularité de l'eau.

Je fais le point de l'activité

1- Classification des acides selon le pK_A

- 1.1- Équation-bilan de la réaction chimique de chaque acide avec l'eau



- 1.2- Expressions des constantes d'acidité en fonction des concentrations molaires et conclusion

$$K_{A_1} = \frac{[A_1^-][\text{H}_3\text{O}^+]_1}{[A_1\text{H}]} \quad \text{et} \quad K_{A_2} = \frac{[A_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]_2}{[A_2\text{H}]}$$

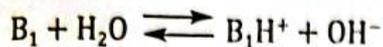
Un acide est d'autant plus fort qu'il est capable de céder un proton. Ainsi, si $A_1\text{H}$ s'ionise plus que $A_2\text{H}$, alors $[A_1^-] > [A_2^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]_1 > [\text{H}_3\text{O}^+]_2$ et $[A_1\text{H}] < [A_2\text{H}]$.

On en déduit $K_{A_1} > K_{A_2}$.

On dit alors qu'un acide est d'autant plus fort que sa constante d'acidité K_A est grande ou que son pK_A est petit.

2- Classification des bases selon le pK_A

2.1- Équation-bilan de la réaction chimique de chaque base avec l'eau



2.2- Expressions des constantes d'acidité en fonction des concentrations molaires et conclusion

$$K'_{A_1} = \frac{[B_1][H_3O^+]_1}{[B_1H^+]} \text{ et } K'_{A_2} = \frac{[B_2][H_3O^+]_2}{[B_2H^+]}$$

Une base est d'autant plus forte qu'elle est capable de capter un proton. Ainsi, si B_1 réagit plus que B_2 en captant plus de protons, alors $[B_1] < [B_2]$, $[H_3O^+]_1 < [H_3O^+]_2$ et $[B_1H^+] > [B_2H^+]$.

On en déduit $K'_{A_1} < K'_{A_2}$.

On dit alors qu'une base est d'autant plus forte que sa constante d'acidité K_A est petite ou que son pK_A est grand.

4- Classification des couples acide/base et cas de l'eau

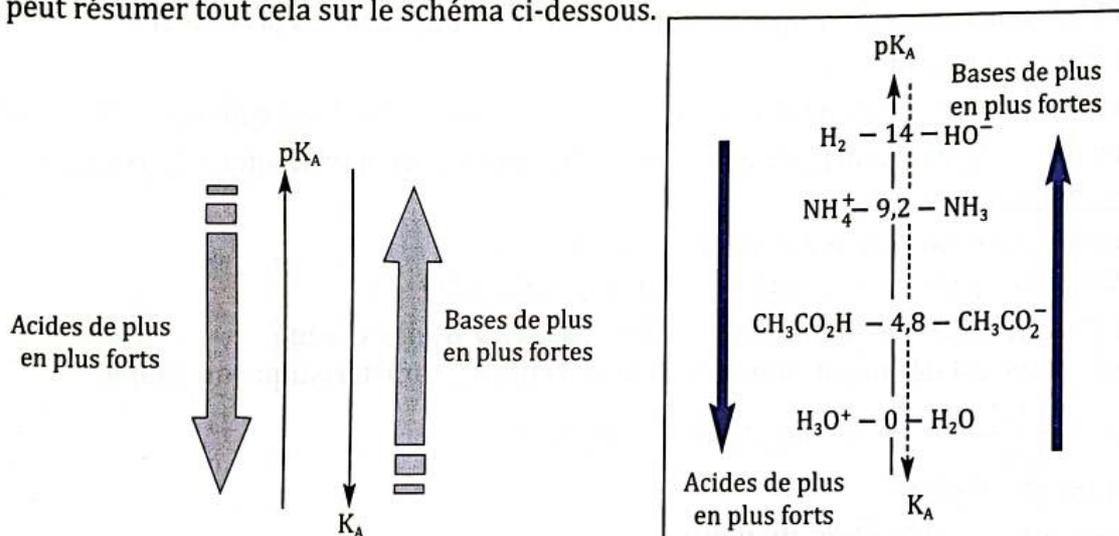
• Cas général

Plus un acide est fort, plus sa base conjuguée est faible et plus son pK_A est petit.

Plus une base est forte, plus son acide conjugué est faible et plus son pK_A est grand.

Pour un couple acide-base, plus l'acide est fort et plus la base conjuguée est faible et inversement.

On peut résumer tout cela sur le schéma ci-dessous.



Remarques

- Les acides forts et les bases fortes ont une réaction totale avec l'eau. Il n'est donc pas possible de définir le K_A .
- Dans le cas d'un acide fort, le seul acide présent est l'ion H_3O^+ . Dans le cas d'une base forte la seule base présente est l'ion OH^- .
- Cas particulier de l'eau

La molécule d'eau H_2O peut capter un proton pour donner l'ion H_3O^+ , ou céder un proton pour donner l'ion OH^- . On dit que c'est un ampholyte.

Un ampholyte est une espèce chimique qui, suivant la nature du milieu, peut capter un proton ou céder un proton, c'est à dire qu'il se comporte comme un acide ou comme une base. Ces espèces appartiennent donc à deux couples acido-basiques, dans l'un en tant qu'acide, dans l'autre en tant que base.

Exemples : HCO_3^- ; H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}

Les deux couples acide/base de l'eau sont $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$.

$\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ $K_A = 1$; $\text{p}K_A = 0$

$\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ $K_A = 10^{-14}$; $\text{p}K_A = 14$

Dans l'eau, le $\text{p}K_A$ le plus faible correspond à celui du couple $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ qui vaut zéro. Le $\text{p}K_A$ le plus élevé est celui du couple $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$ qui vaut 14. Dans l'eau, on a toujours $0 < \text{p}K_A < 14$.

J'évalue mes acquis



Les valeurs de $\text{p}K_A$ de deux couples acide / base sont :

- $\text{p}K_{A1}$ ($\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$) = 4,8 ;
- $\text{p}K_{A2}$ ($\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$) = 3,8.

- 1- Indique de ces deux couples, l'acide le plus fort et la base la plus forte.
- 2- Place sur un axe gradué en unité de pH, les domaines de prédominance des différentes espèces chimiques des couples étudiés.

II- RÉSUMÉ DE COURS

• Définition des acides et des bases selon Brønsted.

- Un acide est une espèce chimique capable de libérer (ou céder) un ou plusieurs protons H^+ .
- Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

• Définition d'un couple acide / base

Un couple acide/base est constitué d'un acide (noté AH ou BH^+) et sa base conjuguée (notée A^- ou B) liés entre eux par l'échange d'un proton H^+ suivant la demi-équation protonique du couple :



Un couple acide / base est noté A / B ou AH / A^- ou BH^+ / B

Exemples : $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$; $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$; $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$

• Constante d'acidité K_A et $\text{p}K_A$ d'un couple acide / base (A / B) dans l'eau

L'équilibre chimique est défini par une constante d'acidité K_A , caractéristique du couple.

$$K_A = \frac{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}]} \text{ et } \text{p}K_A = -\log K_A \Leftrightarrow K_A = 10^{-\text{p}K_A}$$

• Relation entre pH et $\text{p}K_A$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$$

• Domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée.

La relation $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ permet de déterminer l'espèce prédominante (acide ou base) selon la valeur du pH de la solution, ainsi :

- si $\text{pH} = \text{p}K_A$, alors $[\text{A}] = [\text{B}]$: aucune espèce prédomine ;
- si le $\text{pH} > \text{p}K_A$, $[\text{A}] < [\text{B}]$: la forme basique prédomine ;
- si le $\text{pH} < \text{p}K_A$, $[\text{A}] > [\text{B}]$ la forme acide prédomine.

• Définition d'un indicateur coloré

Un indicateur coloré est un couple acide / base conjuguée noté InH / In^- , dont la forme acide InH et la forme basique In^- ont des couleurs différentes en solution.

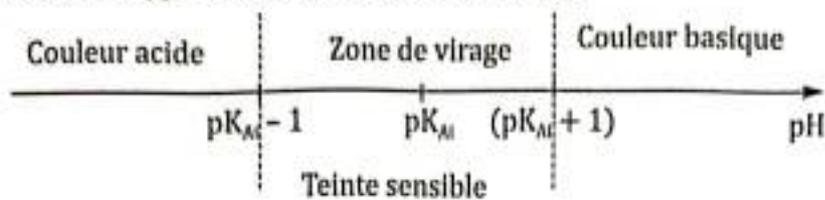
• Zone de virage d'un indicateur coloré

On note K_{AI} la constante d'acidité du couple InH / In^- d'un indicateur coloré de $\text{p}K_{AI} = -\log K_{AI}$

La solution a la couleur de la forme acide si $\text{pH} < \text{pK}_{\text{A}_1} - 1$.

La solution a la couleur de la forme basique si $\text{pH} > \text{pK}_{\text{A}_1} + 1$.

Si $\text{pK}_{\text{A}_1} - 1 < \text{pH} < \text{pK}_{\text{A}_1} + 1$, la couleur de la solution résulte de la superposition de la teinte basique et de la teinte acide. On appelle cette zone, la zone de virage.



La zone de virage est l'intervalle du pH dans lequel l'indicateur coloré change de couleur.

• Force d'un acide et d'une base

Un acide est d'autant plus fort que son K_{A} est grand ou son pK_{A} est petit.

Une base est d'autant plus forte que son K_{A} est petit ou son pK_{A} est grand.

III- MÉTHODES

Comment déterminer l'espèce conjuguée dans un couple acide/base ?

- Si on connaît la forme acide du couple, on obtient sa base conjuguée par

la demi-équation : $\text{acide} \rightleftharpoons \text{base} + \text{H}^+$.

- Si on connaît la base du couple, on obtient son acide conjugué par la demi-équation :

$\text{base} + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{acide}$.

Exemple : Quelle est la base conjuguée du fluorure d'hydrogène HF ?

Réponse : $\text{HF} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}^+$, donc la base conjuguée de HF est F^- (ion fluorure).

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Une solution d'ammoniac de concentration molaire $C_0 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 10,6. $K_{\text{a}} = 25^\circ\text{C}$.

1- Définis une base selon Brønsted.

2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de l'ammoniac avec l'eau.

3- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution.

4- Détermine leurs concentrations molaires volumiques.

5- Calcule le K_{a} et le pK_{a} du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.

Exercice 2

On considère l'acide éthanoïque ($\text{pK}_{\text{A}_1} = 4,75$) et l'acide cyanhydrique ($\text{pK}_{\text{A}_2} = 9,31$) de formule HCN.

1- Écris l'équation-bilan de la mise en solution aqueuse de chaque acide.

2- Détermine les constantes d'acidité respectives K_{A_1} et K_{A_2} de l'acide éthanoïque et de l'acide cyanhydrique.

3- Trouve le plus fort de ces deux acides.

4- Dédus la plus forte des deux bases conjuguées correspondant aux deux acides.

Exercice 3

L'aniline réagit avec l'eau selon l'équation-bilan :



- 1- Identifie les deux couples acide/base associés à la réaction chimique.
- 2- Dis si l'aniline est un acide faible ou une base faible dans l'eau.
- 3- Montre que la réaction acido-basique précédente s'interprète comme l'échange d'un proton entre deux espèces appartenant à deux couples acide /base différents.

Exercice 4

Une solution d'éthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) de $\text{p}K_a = 10,7$ a un pH égal à 11 à 25°C. On donne $K_e = 10^{-14}$.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de l'éthylamine avec l'eau.
- 2- Donne la formule du couple acide / base auquel appartient l'éthylamine.
- 3- Trouve l'espèce prédominante (acide ou base) dans la solution.
- 4- On veut déterminer la concentration molaire volumique C_b de la solution.
 - 4.1- Calcule la constante d'acidité K_a du couple mis en jeu.
 - 4.2- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - 4.3- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
 - 4.4- Dédus-en la concentration molaire volumique C_b de la solution.

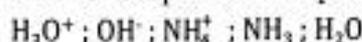
Résolution de l'exercice 1

- 1- Définition d'une base selon Brønsted

Selon Brønsted, une base une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

- 2- Équation-bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

- 3- Bilan des espèces chimiques présentes dans la solution.



- 4- Calcul des concentrations molaires volumiques de toutes les espèces chimiques en solution.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} ; \text{AN} : [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,51 \cdot 10^{-11}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Électroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]. \text{ Ainsi, } [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la matière

$$C = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \text{ ainsi } [\text{NH}_3] = C - [\text{NH}_4^+] = 0,01 - 3,98 \cdot 10^{-4} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 5- K_a et du $\text{p}K_a$ du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{AN} : K_a = \frac{9,6 \cdot 10^{-3} \times 2,51 \cdot 10^{-11}}{3,98 \cdot 10^{-4}} \quad K_a = 6,10 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad \text{p}K_a = -\log (6,10 \cdot 10^{-10}) \quad \text{p}K_a = 9,2.$$

Commentaire :

Se référer à la leçon, avec les étapes du calcul des concentrations molaires volumiques à partir du pH de la solution.

Résolution de l'exercice 2

1- Équation-bilan de la mise en solution aqueuse de ces deux acides.



2- Détermination des constantes d'acidité K_{A1} et K_{A2} .

$$K_{A1} = 10^{-pK_{A1}} \text{ et } K_{A2} = 10^{-pK_{A2}}$$

$$\text{AN} : K_{A1} = 10^{-4,75} \text{ et } K_{A2} = 10^{-9,31}$$

$$K_{A1} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ et } K_{A2} = 4,9 \cdot 10^{-10}$$

3- Identification du plus fort de ces deux acides.

$K_{A1} > K_{A2}$ (ou $pK_{A1} < pK_{A2}$) l'acide éthanoïque est plus fort que l'acide cyanhydrique.

4- Déduction de la plus forte des deux bases conjuguées correspondant aux deux acides.

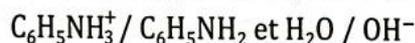
L'ion cyanure CN^- est une base plus forte que l'ion éthanoate $\text{CH}_3 - \text{COO}^-$.

Commentaire :

Se référer à la leçon, en particulier la classification des couples acide/base à partir de leur constante d'acidité ou de leur pK_A .

Résolution de l'exercice 3

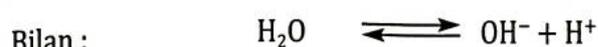
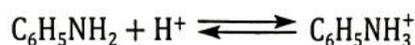
1- Les deux couples acide/base associés à la réaction chimique.



2- L'aniline est une base faible dans l'eau car selon l'équation, elle réagit partiellement avec l'eau pour donner les ions OH^- .

3- Montrons que la réaction acido-basique précédente s'interprète comme l'échange d'un proton entre deux espèces appartenant à deux couples acide /base différents.

La réaction correspond à l'échange d'un proton H^+ de l'eau vers l'aniline, selon les demi-équations suivantes :

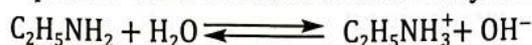


Commentaire :

Se référer à la leçon en faisant ressortir la signification de la double flèche dans les équations-bilans et les transferts de protons entre les espèces acide et basique.

Résolution de l'exercice 4

1- Équation-bilan de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.



2- Couple acide / base auquel appartient l'éthylamine : $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ / \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

3- L'espèce prédominante (acide ou base) dans la solution

$\text{pH} > \text{pK}_A$, alors la base $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ est l'espèce prédominante.

4-

4.1- Constante d'acidité K_A du couple mise en jeu ;

$$K_A = 10^{-pK_A} \quad \text{AN : } K_A = 10^{-10,7} = 2 \cdot 10^{-11}$$

4.2- Espèces chimiques présentes dans la solution



4.3- Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_c}{[\text{H}_3\text{O}^+]}; \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Électroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] \Leftrightarrow [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-] \text{ ainsi } [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} \Leftrightarrow \log \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} = \text{pH} - \text{p}K_A$$

$$\frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} = 10^{\text{pH} - \text{p}K_A} \quad [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \times 10^{\text{pH} - \text{p}K_A}$$

$$\text{AN : } [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 5 \cdot 10^{-2} \times 10^{11-10,7} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

4.4- La concentration molaire volumique C_b de la solution

Conservation de la matière

$$C_b = [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] + [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$$

$$\text{AN : } C_b = 5 \cdot 10^{-2} + 0,1 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$$

Commentaire :

- Se référer à la leçon.
- La comparaison du $\text{p}K_A$ et du pH permet de prévoir l'espèce prédominante entre l'acide et la base.
- Le calcul des concentrations molaires à partir du pH et du $\text{p}K_A$ permet d'obtenir la concentration molaire de la solution.

V- JE M'EXERCE**Exercices de fixation/ Application**

1 Recopie et ordonne ces mots et groupes de mots suivants de sorte à obtenir une phrase ayant un sens.

d'un acide A / liés par un transfert / un ensemble formé / de proton H^+ . / Un couple acide-base / est / et d'une base B

2 Recopie et complète les phrases suivantes par les mots qui conviennent.

- a- Plus K_A est et le $\text{p}K_A$, plus l'acide est fort et sa base conjuguée
- b- Plus K_A est, et le $\text{p}K_A$, plus l'acide est faible et sa base conjuguée
- c- Un acide est d'autant plus que sa base conjuguée est

3 Recopie la lettre pour chaque affirmation ci-dessous et écris V si l'affirmation est vraie ou F si elle est fausse.

Affirmations	
a)	La constante d'acidité K_A d'un couple acide/base (A/B) est $K_A = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]}$.
b)	La relation entre le pH et le pK_A d'un couple acide/base est $pH = pK_A + \log \frac{[A]}{[B]}$.
c)	Le K_A d'un couple acide/base dépend de la concentration des espèces chimiques en solution.
d)	Plus un acide faible est fort, plus son pK_A est grand.
e)	Plus une base faible est forte, plus son K_A est grand.
f)	Dans une solution où $pH = pK_A$, l'espèce acide prédomine sur l'espèce basique.
g)	Un indicateur coloré est un couple acide / base dont la forme acide et la forme basique ont des teintes différentes en solution.
h)	L'aniline, dont le pK_A du couple est 4,6, est une base plus faible que l'ammoniac de $pK_A = 9,2$.

4 Relève les bases conjuguées des acides suivants et écris la demi-équation protonique du couple correspondant.

a) H_3O^+ ; b) NH_4^+ ; c) HCl ; d) H_2O ; e) HCOOH.

5 Relève les acides conjugués des bases suivantes et écris la demi-équation protonique du couple correspondant.

a) OH^- ; b) $C_6H_5COO^-$; c) ClO^- ; d) H_2O ; e) NH_3 .

6 La constante d'acidité K_A et le pK_A sont des grandeurs caractéristiques d'un couple acide/base noté AH/A^- .

1- L'expression correcte de la constante d'acidité K_A du couple acide-base est :

a) $K_A = \frac{[AH][H_3O^+]}{[A^-]}$;

b) $K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[AH]}$;

c) $K_A = \frac{[AH][OH^-]}{[AH]}$.

2- Le pK_A du couple acide/base est exprimé par :

a) $pK_A = -\log K_A$;

b) $pK_A = \log K_A$;

c) $pK_A = -\log K_A$.

3- La valeur de la constante d'acidité K_A du couple de $pK_A = 2,7$ est :

a) 10^{-3} ; b) $2 \cdot 10^{-3}$; c) $5 \cdot 10^{-2}$.

4- Le pK_A du couple de constante d'acidité K_A égale à $8 \cdot 10^{-3}$ est :

a) 2,1 ; b) 8 ; c) 3

Recopie et écris pour chacune des affirmations ci-dessus, le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

7 Complète le texte ci-dessous en écrivant le numéro suivi du mot, groupe de mots ou notation correspondant à la bonne réponse : hydronium ; pK_A ; espèce ; acide faible ; égal à ; partielle ; ion éthanoate.

La solution d'acide éthanoïque est obtenue par dissolution du gaz chlorure d'hydrogène dans l'eau.

Cette dissolution est ... (1) ... et elle produit les ions ... (2) ... L'acide d'acide éthanoïque est un ... (3) ... La valeur du ... (4) ... du couple CH_3COOH / CH_3COO^- est égale à 4,8. Si son pH est ... (5) ... son pK_A , alors la concentration en acide éthanoïque est égale à celle de sa base conjuguée ... (6) ... Aucune ... (7) ... ne prédomine.

8 Recopie et écris pour chacune des affirmations suivantes, la lettre suivie de V si l'affirmation est vraie et de F si elle est fausse.

a) Un indicateur coloré est un couple acide/base faible dont les formes acide et base conjuguée ont les mêmes couleurs.

b) Un indicateur coloré a une zone de virage définie par le fait qu'aucune des deux espèces du couple n'est majoritaire.

c) Un indicateur coloré a une zone de virage d'une largeur de deux unités de pH en théorie, mais cette largeur peut-être expérimentalement différente en fonction des couleurs des deux espèces, en raison de la facilité qu'a l'œil de discerner certaines couleurs, et moins d'autres.

9 Les acides faibles et les bases faibles sont des espèces chimiques qui réagissent partiellement avec l'eau.

- 1- Selon Brønsted, un acide est un :
 - a) donneur de protons ;
 - b) capteur de protons ;
 - c) donneur d'électrons ;
 - d) capteur d'électrons.
- 2- Selon Brønsted, une base est un :
 - a) donneur de protons ;
 - b) capteur de protons ;
 - c) donneur d'électrons ;
 - d) capteur d'électrons.
- 3- Une espèce chimique qui peut être un acide ou une base, est appelée :
 - a) un ampholyte ou un amphotère ;
 - b) un indicateur coloré ;
 - c) un couple acide/base.

Recopie, pour chacune des propositions ci-dessus, le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

10 Le vinaigre s'obtient par fermentation bactérienne de jus alcoolisés où le phénomène principal qui nous intéresse est l'oxydation de

l'éthanol en acide éthanoïque (acide acétique). L'on assimilera le vinaigre à une solution aqueuse de cet acide.

On s'intéresse à un vinaigre de pH égal à 2,3. Le pK_A du couple acide éthanoïque / ion éthanoate est 4,75.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de l'acide éthanoïque avec l'eau.
- 2- Détermine la constante d'acidité K_A du couple.
- 3- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 4- Calcule la concentration molaire de chacune des espèces chimiques en solution.
- 5- Détermine le coefficient d'ionisation de l'acide éthanoïque.

11 L'ammoniac NH_3 , est un composé gazeux qui se dissout partiellement dans l'eau.

- 1- Écris l'équation-bilan de dissolution de l'ammoniac dans l'eau.
- 2- Définis une base selon Brønsted.
- 3- Écris les deux couples acide/base mis en jeu dans l'équation-bilan.
- 4- Exprime la constante d'acidité K_A associée à l'équation de cet équilibre chimique.

Exercices de renforcement/Approfondissement

12 On considère une solution aqueuse de chlorure d'ammonium de concentration molaire $C_s = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$; son pH vaut 5,6 à 25°C . Le chlorure d'ammonium NH_4Cl est un composé ionique.

- 1- Écris l'équation de :
 - 1.1- dissociation du chlorure d'ammonium NH_4Cl dans l'eau.
 - 1.2- la réaction de l'ion ammonium avec l'eau.
- 2- Écris les couples acide/base mis en jeu.
- 3- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution de chlorure d'ammonium.
- 4- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
- 5- Dédus le K_A et le pK_A du couple auquel appartient l'ion ammonium.

13 Soit une solution aqueuse de pH = 9. Le domaine de virage de l'hélianthine est 3,1 - 4,4 celui du bleu de bromothymol est 6,2 - 7,6 et celui de la phénolphthaléine est 8 - 10.

- 1- Précise pour chacun des indicateurs colorés introduits dans la solution, l'espèce majoritaire ($Hind$ ou Ind^-).
- 2- Donne la teinte de cette espèce pour chacun de ces indicateurs colorés.

14 L'acide benzoïque, de formule C_6H_5COOH , est un solide blanc peu soluble dans l'eau ; c'est un conservateur utilisé dans l'industrie alimentaire, en particulier dans les boissons, où il est désigné par son code européen "E210".

- 1- On dispose d'une solution A d'acide benzoïque de concentration molaire $C_s = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 1.1- Donne la définition d'un acide et d'une base selon Brønsted.
 - 1.2- Écris la formule de l'ion benzoate, base conjuguée de l'acide benzoïque.
 - 1.3- Détermine la masse m d'acide benzoïque utilisée pour préparer un volume $V = 500 \text{ mL}$ de solution A.
 - 1.4- Le pH de la solution A est égal 3,1. Dis, en justifiant, s'il s'agit d'un acide fort ou un acide faible.
- 2- Le pK_A du couple acide benzoïque / ion benzoate est : $pK_A = 4,20$ à 25°C .
 - 2.1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'acide benzoïque et l'eau.
 - 2.2- Indique l'espèce chimique prédominante (acide benzoïque ou ion benzoate) dans la solution étudiée (pH = 3,1).

Situations d'évaluation

15 Tu découvres sur l'internet qu'un composé organique hétérocyclique appelé la pyridine, de formule brute C_5H_5N est un liquide à caractère basique, que l'on rencontre dans de nombreux composés naturels comme la nicotine. Le couple ion ammonium/ammoniac NH_4^+ / NH_3 a un $pK_A = 9,2$.

À $25^\circ C$, le pH d'une solution de pyridine de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est égale à 8,6.

- 1- Indique un procédé pour mettre en évidence le caractère basique de la pyridine.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de la pyridine avec l'eau.
- 3- Détermine :
 - 3.1- les concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution de pyridine ;
 - 3.2- le pK_A du couple acide/ base correspondant.
- 4- Dis qui de la pyridine ou de l'ammoniac est la base la plus faible en justifiant clairement ta réponse.

16 Au cours d'une séance de travaux pratiques de Chimie, le professeur demande à ton groupe de comparer les forces de l'acide méthanoïque et de l'acide éthanoïque dont le pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- est 4,8.

Pour ce faire, le groupe dissout 0,1 mol d'acide méthanoïque $HCOOH$ dans de l'eau pure de façon à obtenir 1 L de solution. Toutes les manipulations sont réalisées à $25^\circ C$. Le pH de cette solution mesuré vaut 2,4.

Tu es rapporteur du groupe.

- 1- Définis un acide selon Brønsted.
- 2- Montre que l'acide méthanoïque est un acide faible et écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu lors de la préparation de la solution.
- 3- Détermine le pK_A du couple $HCOOH / HCOO^-$.
- 4- Compare les forces de l'acide méthanoïque et de l'acide éthanoïque.

17 Dans la bibliothèque de ton Lycée, tu lis dans une revue scientifique que l'acide lactique de formule $C_3H_6O_3$ se forme lors de la fermentation du lactose présent dans le lait. C'est un acide faible dans l'eau. La mesure du pH d'un lait vaut 5,4 à $25^\circ C$. Le K_A

est égal à $1,35 \cdot 10^{-4}$ pour le couple de l'acide lactique. Tu décides de déterminer les domaines de prédominance des espèces chimiques composant du lait.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de l'acide lactique avec l'eau.
- 2- Donne l'expression de la constante d'acidité K_A de l'acide lactique en fonction des concentrations molaires volumiques.
- 3- Calcule la concentration molaire volumique des ions hydronium dans ce lait.
- 4- Détermine :
 - 4.1- le pK_A du couple acide/base ;
 - 4.2- l'espèce chimique majoritaire (l'acide lactique ou sa base conjuguée) dans ce lait par un schéma des domaines de prédominance.

18 Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de Physique-Chimie demande à des groupes d'élèves de ta classe de déterminer le pK_A du couple CH_3COOH / CH_3COO^- . Pour cela, il vous demande de préparer différentes solutions en mélangeant à chaque opération, une solution aqueuse d'acide (acide acétique) de volume V_A et une solution aqueuse d'éthanoate de sodium (acétate de sodium) de volume V_B . Les solutions aqueuses d'acide éthanoïque et d'éthanoate de sodium utilisées pour ces mélanges ont toutes les deux pour concentration molaire volumique $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

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

V_B (mL)	10	10	10	10	10	20	30	40	30
V_A (mL)	50	40	20	10	10	10	10	10	10
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5

On considère que les ions éthanoate sont introduits par la solution d'éthanoate de sodium et que l'acide n'est pratiquement pas ionisé.

Échelles : 5 cm pour une unité de $\log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ et 5 cm pour une unité de pH.

Tu es désigné (e) pour exploiter vos résultats.

- 1- Établis la relation $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{V_B}{V_A}$

- 2- Représente graphiquement le pH en fonction de $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$.
- 3- Détermine à partir de la courbe, le pK_A du couple acide / base.

- 4- Calcule les concentrations molaires volumiques des différentes espèces en solution pour $\text{pH} = 5$.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

Signification de la constante d'acidité

En chimie, une constante d'acidité est une grandeur qui mesure de façon quantitative la force d'un acide en solution. Étant donné que les acides faibles ne réagissent pas totalement avec l'eau, cette constante caractérise l'équilibre chimique qui s'établit lors de leur réaction avec l'eau.

En effet, plus cette constante K_A est élevée, plus l'acide réagit avec l'eau ; plus sa force est grande. L'équilibre chimique lors de la dissociation de l'acide s'écrit de façon simplifiée comme suit :



Les espèces chimiques AH, A^- et H_3O^+ sont dites en équilibre au moment où leurs concentrations ne varient plus.

L'expression de la constante d'équilibre est $K_A = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$. Elle dépend non seulement des

espèces chimiques AH et A^- , mais aussi du solvant et de la température.

Du fait des fortes variations de cette constante, on utilise couramment une échelle logarithmique notée $\text{pK}_A = -\log K_A$.

L'échelle logarithmique étant inversée, plus pK_A est élevé, plus l'acide est faible.

L'acide acétylsalicylique

L'aspirine ou acide acétylsalicylique, de couple $\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-$, est un principe actif médicamenteux utilisé depuis plus de cent ans pour soulager la douleur, faire baisser la fièvre, traiter une inflammation ou fluidifier le sang.

L'acide acétylsalicylique a différentes propriétés pharmacologiques intéressantes. En inhibant la synthèse de prostaglandines au niveau de l'hypothalamus, il a des effets :

- antalgiques, il diminue la douleur ;
- anti-inflammatoires (non stéroïdien) ;
- antipyrétique, il fait baisser la fièvre ;
- en bloquant la synthèse plaquettaire du thromboxane A_2 , il favorise la circulation sanguine et évite la formation de caillots : effet anti-agrégant plaquettaire (fluidifiant du sang) ;
- en agissant sur les cytokines (cellules chargées du développement des défenses de l'organisme), il est aussi supposé avoir une action sur le système immunitaire.

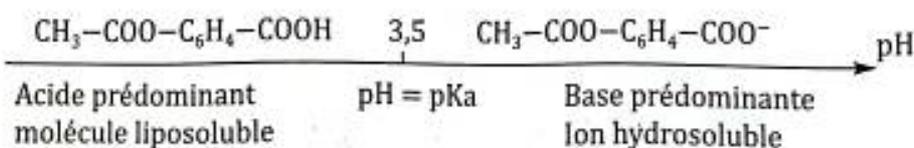


Diagramme de prédominance de l'acide acétylsalicylique (aspirine)

RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES. SOLUTIONS TAMPONS

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

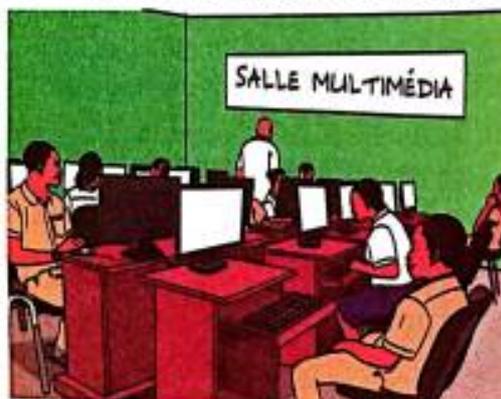
HABILITÉS	CONTENUS	
Connaître	les caractéristiques de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ;	- un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Écrire	l'équation-bilan de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ;	- un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Schématiser	le dispositif expérimental du dosage pH-métrique.	
Tracer	la courbe de variation du pH en fonction du volume au cours de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ;	- un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Exploiter	la courbe de variation du pH en fonction du volume au cours de la réaction entre : - un acide fort et une base forte ;	- un acide faible et une base forte ; - un acide fort et une base faible.
Définir	l'équivalence acido-basique.	
Déterminer	• la concentration molaire volumique en acide (ou en base) ;	• la nature du mélange à l'équivalence.
Analyser	l'influence des concentrations molaires volumiques sur la courbe pH-métrique.	
Définir	une solution tampon.	
Connaître	• les propriétés d'une solution tampon.	• les trois méthodes de préparation d'une solution tampon
Déterminer	la composition d'une solution tampon.	
Expliquer	l'intérêt d'une solution tampon.	

NOTIONS ESSENTIELLES

- Caractéristiques des réactions acido-basiques
- Équation-bilan des réactions
- Dispositif expérimental du dosage pH-métrique
- Courbe de variation du pH en fonction du volume
- Équivalence acido-basique
- Solutions tampons
- Propriétés d'une solution tampon
- Méthodes de préparation d'une solution tampon
- Composition d'une solution tampon
- Intérêt d'une solution tampon

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors des recherches, un groupe d'élèves découvre sur Internet des informations sur le pH du sang humain. Ces élèves apprennent que dans le corps humain sain, le pH du sang est maintenu dans une plage très étroite autour de 7,4. Cette régulation est assurée par la présence de plusieurs couples acido-basiques, dissous dans le plasma sanguin, qui exercent un effet tampon, en particulier, le couple ($\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$) dont le pK_a vaut 6,3 à 37° C. Émerveillés par ces informations et voulant en savoir plus, les élèves décident, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, de connaître les caractéristiques de la réaction entre un acide et une base, de tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume puis de l'exploiter et d'expliquer l'intérêt d'une solution tampon.

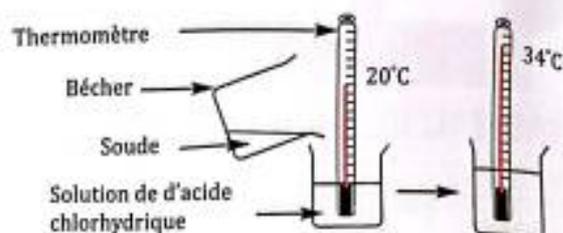


I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : MONTRER QUE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE EST EXOTHERMIQUE

Dans un bécher contenant une solution d'acide chlorhydrique, tu plonges un thermomètre. Tu verses ensuite la solution d'hydroxyde de sodium (soude) dans le bécher.

- 1- Observe l'évolution de la température pendant le mélange.
- 2- Donne la caractéristique de la réaction chimique qui a lieu.



Je fais le point de l'activité

La température augmente quand on fait le mélange de la solution d'acide chlorhydrique avec celle de l'hydroxyde de sodium.

La réaction chimique entre un acide fort et une base forte est donc exothermique.

J'évalue mes acquis



Réarrange les mots et groupes de mots suivants de manière à former une phrase. est exothermique./on dit que la réaction /de sodium, /d'une solution d'acide chlorhydrique /Lors du mélange/ et celle de l'hydroxyde/ la température augmente :/

ACTIVITÉ 2 : MONTRER QUE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE L'ACIDE CHLORHYDRIQUE ET LA SOUDE EST TOTALE

Tu réalises, à la température ambiante, le mélange dans un bécher d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 10^{-2}$ mol/L, de volume $V_a = 20$ cm³ et une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire $C_b = 10^{-2}$ mol/L de volume $V_b = 10$ cm³. Le pH du mélange mesuré est égal à 2,5.

- 1- Reproduis et complète le tableau suivant :

	Avant la réaction	Après la réaction
$n(\text{H}_3\text{O}^+)$ en mol		
$n(\text{OH}^-)$ en mol		

- 2- Indique la nature du mélange (acide, neutre ou basique).
- 3- Calcule les quantités de matière $n_{\text{H}_3\text{O}^+}$ et n_{OH^-} ayant réagi.
- 4- Compare $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{réagi}}$ et $n(\text{OH}^-)_{\text{réagi}}$ et conclus.
- 5- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre la solution d'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde de sodium.

Je fais le point de l'activité

1- Les quantités de matière $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ et $n(\text{OH}^-)$

- Avant le mélange

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_i = C_a V_a = 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_i = C_b V_b = 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3} = 10^{-4} \text{ mol}$$

$\Rightarrow n(\text{H}_3\text{O}^+)_i > n(\text{OH}^-)_i$, ainsi le mélange est acide.

- Après le mélange

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot (V_a + V_b) = 10^{2,5} \cdot (V_a + V_b)$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = 10^{2,5} \times 30 \cdot 10^{-3} = 9,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \approx 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_f = [\text{OH}^-]_f \cdot (V_a + V_b) = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} \cdot (V_a + V_b)$$

$$n(\text{OH}^-)_f = 10^{-14+2,5} \times 30 \cdot 10^{-3} = 9,5 \cdot 10^{-14} \text{ mol} \approx 0 \text{ mol}$$

	Avant la réaction	Après la réaction
$n(\text{H}_3\text{O}^+)$ en mol	$2 \cdot 10^{-4}$	10^{-4}
$n(\text{OH}^-)$ en mol	10^{-4}	$9,5 \cdot 10^{-14} \approx 0$

Il ne reste pratiquement plus d'ions OH^- dans le mélange.

2- Déterminons les quantités de matière d'ions H_3O^+ et OH^- ayant réagi :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparu}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_i - n(\text{H}_3\text{O}^+)_f = 2 \cdot 10^{-4} - 10^{-4} = 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_i - n(\text{OH}^-)_f = 10^{-4} - 0 = 10^{-4} \text{ mol}$$

On a : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}}$;

$n(\text{OH}^-)_{\text{disparu}} = n(\text{OH}^-)_i$: tous les ions OH^- ajoutés ont réagi.

3- Conclusion

Les ions hydronium H_3O^+ et les ions hydroxyde OH^- réagissent mol à mol jusqu'à la fin de la réaction. La réaction chimique entre la solution d'acide chlorhydrique et la solution d'hydroxyde de sodium est donc totale.

4- Équation-bilan de la réaction chimique

La réaction chimique entre un acide fort et une base forte est exothermique et totale.

Son équation-bilan est :



J'évalue mes acquis



On mélange les solutions aqueuses suivantes dans les proportions indiquées :

- Un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ d'une solution S_1 d'acide nitrique de concentration molaire $C_a = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- Un volume $V_2 = 25 \text{ mL}$ de solution de NaOH de concentration molaire volumique $C_b = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / \text{L}^{-1}$.

On obtient une solution S .

Donnée : $K_e = 10^{-14}$.

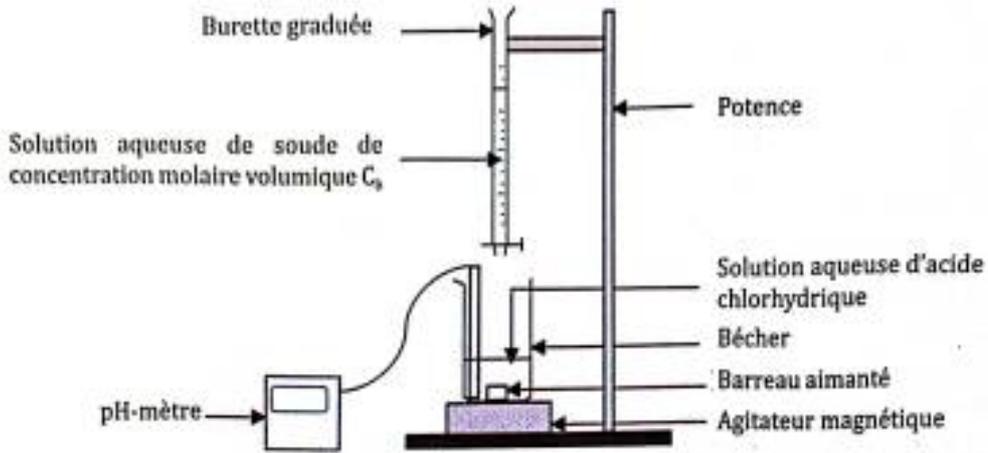
- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction qui se produit lors du mélange.
- 2- Calcule les quantités de matière des ions apportés par chacune des solutions.
- 3- Indique la nature (acide ou basique) de la solution S .
- 4- Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques de la solution et son pH.

ACTIVITÉ 3 : ÉTUDIER LA VARIATION DU pH ET LA COMPOSITION DU MÉLANGE AU COURS DE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE UN ACIDE FORT ET UNE BASE FORTE

Tu verses progressivement, goutte par goutte dans un bécher contenant un volume $V_a = 20 \text{ cm}^3$ d'acide chlorhydrique, à l'aide d'une burette, une solution de soude de concentration molaire volumique $C_b = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (voir dispositif expérimental ci-après).

Après chaque addition de la soude, tu homogénéises le mélange puis tu mesures son pH. Les différentes valeurs obtenues sont consignées dans le tableau ci-dessous.

V_b (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19	19,5	20,5	21	22	26	28
pH	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,9	3,3	3,6	4,2	9,4	10,1	10,9	11,3	11,4

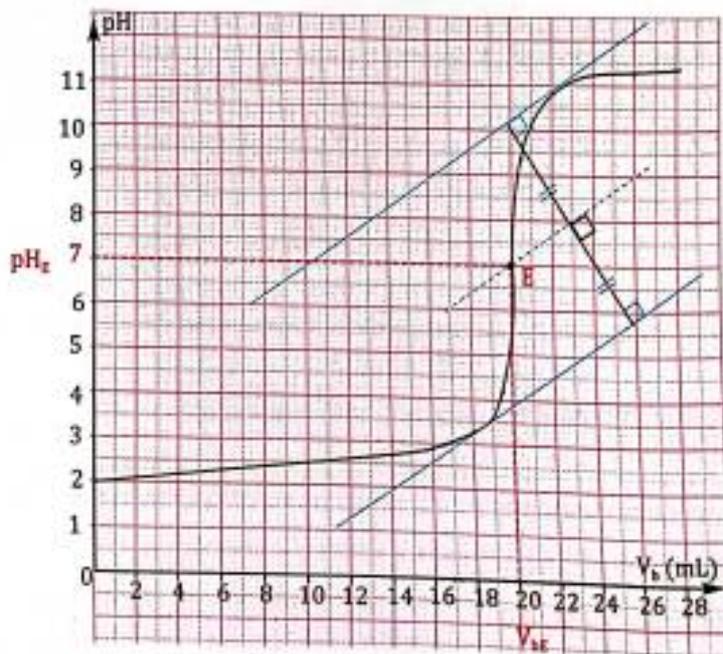


Document 2 : Schéma du dispositif expérimental pour l'étude de la réaction acido-base

- 1- Trace la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ à l'échelle : 1 cm pour 2 mL et 1 cm pour 1 unité de pH.
- 2- Interprète les différentes parties de la courbe.
- 3- Détermine les coordonnées du point d'équivalence E (V_{BE} ; pH_E) par la méthode des tangentes parallèles.
- 4- Définis l'équivalence acido-basique.
- 5- Détermine la concentration molaire volumique de la solution d'acide chlorhydrique et la composition du mélange à l'équivalence.

Je fais le point de l'activité

- 1- Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$.



2- Interprétation des différentes parties de la courbe

La courbe obtenue est croissante et comprend trois (3) parties :

1^{re} partie : $0 \leq V_b \leq 19,5 \text{ cm}^3$: la courbe est presque rectiligne et le pH varie peu lors de l'addition de la base ;

2^{ème} partie : $19,5 \text{ cm}^3 < V_b \leq 22 \text{ cm}^3$: on observe un saut brutal de pH et la courbe change de concavité. Il existe donc un point d'inflexion dans cette partie de la courbe. Ce point représente le point d'équivalence noté E ;

3^{ème} partie : $22 \text{ cm}^3 < V_b \leq 28 \text{ cm}^3$: le pH varie de nouveau très peu et tend vers une valeur limite : pH de la solution de base forte ajoutée ($\text{pH} = 14 + \log C_B$).

3- Définition de l'équivalence acido-basique

Il y a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction chimique.

L'équivalence acido-basique pour un mélange acide fort-base forte est atteinte si la quantité de matière des ions hydronium H_3O^+ apportés par l'acide est égale à celle des ions hydroxyde OH^- apportés par la base.

$n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{introduits}} = n(\text{OH}^-)_{\text{ajoutés}}$

or $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a$ et $n(\text{OH}^-) = C_b V_{bE}$ avec V_{bE} : volume de base versée à l'équivalence (E) ; d'où la relation : $C_a V_a = C_b V_{bE}$

4- Les coordonnées du point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles

Graphiquement par la méthode des tangentes parallèles $E(V_{bE} = 20 \text{ mL} ; \text{pH}_E = 7)$

5- La concentration molaire volumique de la solution d'acide chlorhydrique

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} \text{ AN : } C_a = \frac{10^{-2} \times 20}{20} ; C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

6- La composition du mélange à l'équivalence.

Espèces chimiques en solution : H_3O^+ ; OH^- ; Na^+ ; Cl^- ; (H_2O)

• À l'équivalence,

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} ; [\text{Na}^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} \text{ or } C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow [\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+]$$

Selon l'électroneutralité de la solution :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \text{ or } [\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+]$$

Ainsi, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Avec $K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ à } 25^\circ\text{C.}$$

Donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

On retrouve la valeur du pH à l'équivalence.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (10^{-7}) = 7$$

pH = 7.

J'évalue mes acquis



On fait réagir un volume $V_a = 10 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'acide nitrique HNO_3 avec une solution d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire volumique $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$.

On relève le pH du mélange pour chaque volume de base versé. On obtient le tableau de valeurs ci-dessous :

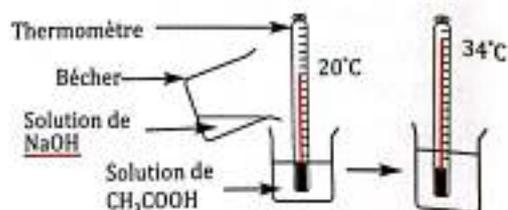
V_b (mL)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
pH	1	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,8	2	2,3
V_b (mL)	9,5	9,9	10	10,1	10,5	11	12	13	14	15
pH	2,6	3,3	7	10,7	11,4	11,7	12	12,1	12,2	12,3

- 1- Fais le schéma du dispositif expérimental.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction de dosage.
- 3- Trace la courbe de variation $\text{pH} = f(V_0)$. Échelle : 1 cm pour 1 mL et 1 cm pour 1 unité de pH.
- 4- Détermine la concentration molaire C_a de la solution d'acide nitrique initiale.

ACTIVITÉ 4 : MONTRER QUE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE EST EXOTHERMIQUE

Dans un bécher contenant une solution d'acide éthanóique, tu plonges un thermomètre. Tu verses ensuite la solution d'hydroxyde de sodium (soude) dans le bécher.

- 1- Observe l'évolution de la température pendant que le mélange s'effectue.
- 2- Donne la caractéristique de la réaction chimique qui a lieu.



Réaction entre CH_3COOH et NaOH

Je fais le point de l'activité

La température augmente quand on effectue le mélange de la solution d'acide éthanóique et celle de l'hydroxyde de sodium. La réaction est donc **exothermique**.

J'évalue mes acquis



Réarrange les mots et groupes de mots suivants de manière à former une phrase qui a un sens.
est exothermique./on dit que la réaction /de sodium, /d'une solution d'acide éthanóique /Lors du mélange/ et celle de l'hydroxyde/ la température augmente :

ACTIVITÉ 5 : MONTRER QUE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE EST TOTALE

A la température ambiante, tu réalises le mélange dans un bécher d'une solution d'acide éthanóique de volume $V_a = 100 \text{ cm}^3$, de concentration molaire $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} = 3,4$ et un volume $V_b = 1 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire $C_b = 2.10^{-1} \text{ mol/L}$. Le pH du mélange mesuré est 4,2.

- 1- Reproduis puis complète le tableau ci-dessous :

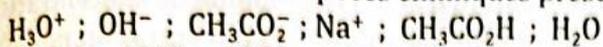
	Avant mélange	Après mélange
$n(\text{CH}_3\text{COOH})$ en mol		
$n(\text{OH}^-)$ en mol		

- 2- Calcule les quantités de matière $n_{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})\text{réagi}}$ et $n_{(\text{OH}^-)\text{réagi}}$ ayant réagi.
- 3- Compare $n_{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})\text{réagi}}$ et $n_{(\text{OH}^-)\text{réagi}}$ et conclus.
- 4- Écris l'équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanóique et la solution hydroxyde de sodium.

Je fais le point de l'activité

1- Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans le mélange

- Inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange

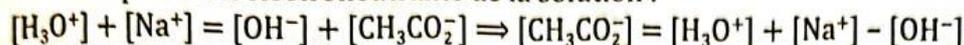


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.2} = 6,31 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_c = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_c}{[\text{H}_3\text{O}^+]}; \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{6,31 \cdot 10^{-5}} = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{2 \cdot 10^{-1} \times 1}{100} \text{ car } V_a \gg V_b \quad [\text{Na}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Équation d'électroneutralité de la solution :



Or $[\text{Na}^+] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]$

$$\text{Ainsi } [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = [\text{Na}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Conservation de la matière

$$C = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] + [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] \text{ avec } C = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{10^{-2} \times 100}{100} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = C - [\text{CH}_3\text{CO}_2^-]; \text{AN : } [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = 10^{-2} - 2 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ainsi, initialement :

$$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})_i = C_a V_a = 10^{-2} \times 0,1 = 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{et } n(\text{OH}^-)_i = C_b V_b = 2 \cdot 10^{-1} \times 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Après la réaction :

$$n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})_{\text{restant}} = [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}](V_a + V_b) = 8 \cdot 10^{-3} \times 0,1 = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-)_{\text{restant}} = [\text{OH}^-](V_a + V_b) = 1,6 \cdot 10^{-10} \times 0,1 = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol}$$

	Avant mélange	Après mélange
$n(\text{CH}_3\text{COOH})$ en mol	10^{-3}	$8 \cdot 10^{-4}$
$n(\text{OH}^-)$ en mol	$2 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-11}$

Les quantités de matière $n(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})$ et $n(\text{OH}^-)$ ayant réagi

$$n_{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})\text{réagi}} = n_{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})\text{initial}} - n_{(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H})\text{restant}} = 10^{-3} - 8 \cdot 10^{-4} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{et } n_{(\text{OH}^-)\text{réagi}} = n_{(\text{OH}^-)\text{initial}} - n_{(\text{OH}^-)\text{restant}} = 2 \cdot 10^{-4} - 1,6 \cdot 10^{-11} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

Les ions OH^- ont entièrement réagi car $n_{(\text{OH}^-)\text{réagi}} = n_{(\text{OH}^-)\text{initial}}$

Il y a autant d'acide éthanóïque qui a réagi que d'ions OH^- introduit. La réaction entre l'acide éthanóïque et l'hydroxyde de sodium est donc totale.

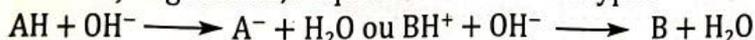
- Équation-bilan de la réaction chimique

La réaction chimique entre un acide faible et une base forte est exothermique et totale.

Son équation-bilan est :



D'une façon générale, l'équation-bilan est du type :



J'évalue mes acquis



- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'acide benzoïque et la solution d'hydroxyde de sodium.
- Donne les caractéristiques de cette réaction chimique.

ACTIVITÉ 6 : ÉTUDIER LA VARIATION DU pH ET LA COMPOSITION DU MÉLANGE AU COURS DE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE UN ACIDE FAIBLE ET UNE BASE FORTE

Dans un bécher contenant un volume $V_a = 20$ mL d'une solution d'acide éthanóique de concentration molaire volumique C_a , tu verses avec une burette une solution de soude de concentration molaire volumique $C_b = 10^{-1}$ mol.L⁻¹ (voir schéma). À l'aide d'un pH-mètre, tu relèves les valeurs du pH du mélange. Les valeurs obtenues sont consignées dans le tableau ci-dessous.

V_b (mL)	0	1	2	4	6	10	12	14	18	19	19,5	19,8	20,1	20,5	22	24	28
pH	2,9	3,5	3,9	4,4	4,6	4,8	5,0	5,1	5,7	6	6,4	6,7	10,4	11	11,7	12	12,3

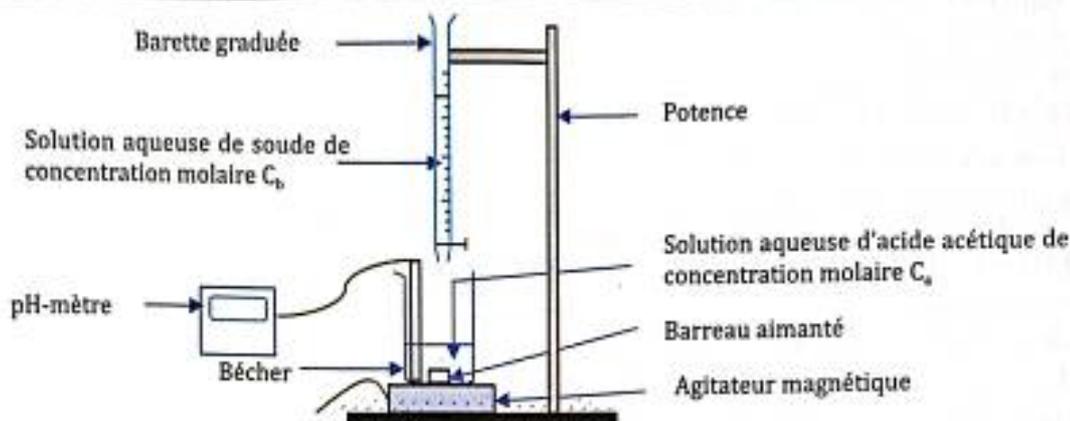
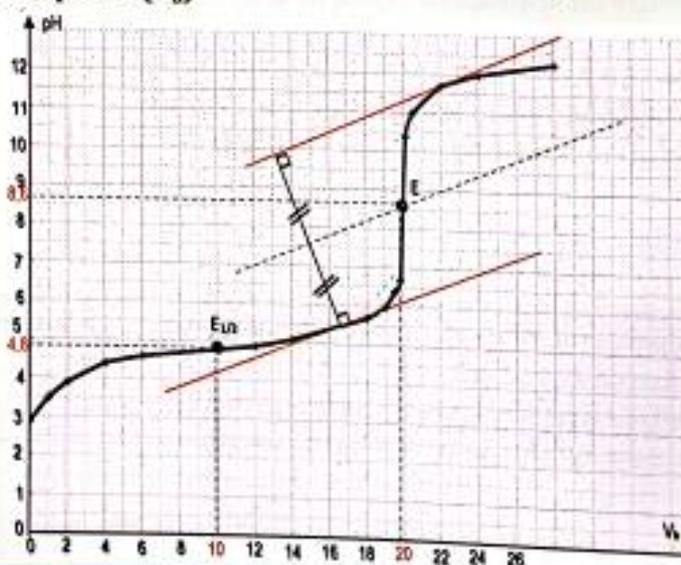


Schéma du dispositif expérimental

- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre l'acide éthanóique et la solution d'hydroxyde de sodium.
- Trace la courbe de la variation du pH en fonction de V_b ($\text{pH} = f(V_b)$).
Échelles : 1 cm pour 1 unité de pH et 1 cm pour 2 mL.
- Interprète les différentes parties de la courbe.
- Détermine les coordonnées du point d'équivalence et du point de la demi-équivalence.
- Compare le pH de la solution à la demi-équivalence au $\text{p}K_a$ du couple acide/base.
- Donne la nature de la solution à l'équivalence acido-basique.

Je fais le point de l'activité

1- Équation-bilan de la réaction acido-basique :


 2- Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$


3- Interprétation

La courbe est croissante. Elle présente quatre (4) parties dont trois (3) concavités et deux (2) points d'inflexions :

- 1^{re} partie : $0 \leq V_b \leq 4 \text{ mL}$: le pH croît plus rapidement ;
- 2^{ème} partie : $4 \text{ mL} \leq V_b \leq 14 \text{ mL}$: le pH augmente lentement et la courbe présente un point d'inflexion $E_{1/2}$: c'est le point de la demi-équivalence. Cette faible variation de pH correspond à « l'effet tampon » ;
- 3^{ème} partie : $14 \text{ mL} \leq V_b \leq 22 \text{ mL}$: brusque augmentation du pH (saut du pH). La courbe présente le 2^{ème} point d'inflexion : c'est le point d'équivalence E ;
- 4^{ème} partie : $22 \text{ mL} \leq V_b \leq 28 \text{ mL}$: le pH varie lentement et tend vers celui de la solution d'hydroxyde de sodium ajouté.

4- Étude de l'équivalence et de la demi-équivalence

- Équivalence acido-basique :

À l'équivalence acido-basique, on a : $n_{(\text{OH}^-)} = n_{(\text{CH}_3\text{COOH})} \Leftrightarrow C_b V_{bE} = C_a V_a$

On détermine graphiquement le point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles :

$$E \left(\begin{array}{l} V_{bE} = 20 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 8,6 \end{array} \right)$$

- Demi-équivalence acido-basique :

On appelle point de demi-équivalence, le point particulier pour lequel $V_b = \frac{V_{bE}}{2}$.

Graphiquement, les coordonnées du point de la demi-équivalence $E_{1/2}$ sont :

$$E_{1/2} \left(\begin{array}{l} V_{bF} = 10 \text{ mL} \\ \text{pH}_F = 4,8 \end{array} \right)$$

Or le pK_A du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ est 4,8.

À la demi-équivalence, le pH de la solution est égal au pK_A du couple acide / base.

5- Nature de la solution à l'équivalence

La solution obtenue à l'équivalence est une solution d'éthanoate de sodium (CH_3COO^- ; Na^+) qui est une solution basique à cause des ions CH_3COO^- ($\text{pH}_E > 7$).

J'évalue mes acquis



Dans un bécher contenant 50 mL d'acide éthanoïque, on verse, à l'aide d'une burette, une solution de soude (solution d'hydroxyde de sodium) de concentration molaire $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le tableau indique pour différentes valeurs du volume de soude (base) versé, les valeurs du pH du mélange :

V_b (mL)	0	5	10	20	30	40	50	60	65	68	69	70	71	72	75	80
pH	2,8	3,6	3,9	4,3	4,6	4,8	5,1	5,5	5,8	6,2	6,4	8,7	10,9	11,2	11,6	11,9

- 1- Trace sur papier millimétré le pH en fonction du volume de base versé.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction de dosage
- 3- Détermine :
 - 3.1- graphiquement les coordonnées du point d'équivalence acido-basique ;
 - 3.2- la concentration C_A de la solution d'acide éthanoïque.
 - 3.3- graphiquement le pK_A du couple acide éthanoïque / ion éthanoate.

ACTIVITÉ 7 : ÉTUDIER LA VARIATION DU pH ET LA COMPOSITION DU MÉLANGE AU COURS DE LA RÉACTION CHIMIQUE ENTRE UNE BASE FAIBLE ET UN ACIDE FORT

Dans un bécher, on introduit 20 cm³ d'une solution d'ammoniac concentration molaire volumique C_b inconnue. On ajoute, à l'aide d'une burette, un volume V_a (en cm³), d'une solution acide chlorhydrique à 10⁻¹ mol.L⁻¹. À l'aide d'un pH-mètre, tu relèves les valeurs. On obtient le tableau suivant.

V _a (cm ³)	0	0,5	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	10,5	10,85
pH	10,90	10,6	10,35	10,05	9,85	9,7	9,5	9,35	9,2	9	8,8	8,4	8,1	7,45

V _a (cm ³)	11	11,05	11,1	11,2	11,5	12	13	14	15	16
pH	6,2	5,05	3,7	3,2	2,8	2,5	2,15	2	1,9	1,8

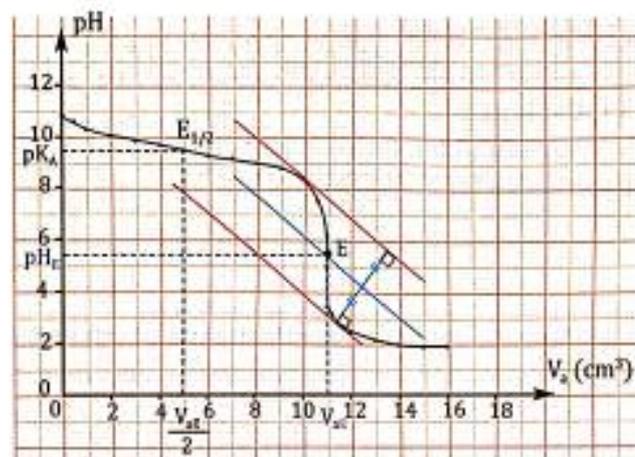
- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique entre les solutions d'acide chlorhydrique et d'ammoniac.
- Trace la courbe pH = f(V_a). Échelles : 1 cm pour 2 unités de pH et 1 cm pour 2 mL.
- Détermine les coordonnées du point E d'équivalence acido-basique et la concentration molaire volumique C_b de la solution initiale d'ammoniac.
- Donne la nature de la solution à l'équivalence. Justifie ta réponse.
- Compare le pH à la demi-équivalence au pK_a du couple acide-base et conclus.

Je fais le point de l'activité

1- Équation-bilan de la réaction chimique entre l'acide chlorhydrique et l'ammoniac.



2- Tracé de la courbe pH = f(V_a).



3- Coordonnées du point d'équivalence acido-basique E et concentration de la solution

$$E \left(\begin{array}{l} V_{aE} = 11 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 5 \end{array} \right)$$

- Concentration C_b de la solution d'ammoniac

$$\text{À l'équivalence acido-basique, on a : } n_a = n_b \Rightarrow C_a V_{aE} = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_{aE}}{V_b}$$

$$C_b = \frac{0,1 \times 11}{20} = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4- Nature de la solution à l'équivalence

À l'équivalence acido-basique, on obtient une solution de chlorure d'ammonium (NH₄⁺; Cl⁻). Cette solution est acide à cause des ions ammonium NH₄⁺ (pH_E < 7).

5- Le pKa du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

À la demi-équivalence $E_{1/2}$, $V_{(aE1/2)} = \frac{V_{aE}}{2} = \frac{11}{2} = 5,5 \text{ ml}$. et graphiquement, $\text{pH}_{E1/2} = 9,2$.

Or $\text{pK}_A = 9,2$ pour le couple ion ammonium/ammoniac.

Le pH à la demi-équivalence est égal au pK_A du couple acide/base.

J'évalue mes acquis



On introduit progressivement de la soude dans une solution d'éthylammonium.

- 1- Lors de la réaction chimique entre ces solutions, le pH à l'équivalence est inférieur à 7.
- 2- À la demi-équivalence, le pH est égal au pK_A du couple éthylammonium/éthylamine.
- 3- La courbe de variation du pH en fonction du volume de soude versée présente trois (3) parties.

Écris pour chacune des affirmations ci-dessus, la lettre suivie de V si l'affirmation est vraie ou de F si elle est fausse.

ACTIVITÉ 8 : DÉFINIR UNE SOLUTION TAMPON

- 1- Recherche les caractéristiques du mélange obtenu à la demi-équivalence de la réaction chimique entre un acide faible et une base forte, ou à la demi-équivalence entre un acide fort et une base faible.
- 2- Définis une solution tampon.
- 3- Donne ses caractéristiques.
- 4- Indique les méthodes de préparation d'une solution tampon avec des exemples.
- 5- Donne l'intérêt d'une solution tampon.

Je fais le point de l'activité

1- Les caractéristiques du mélange obtenu à la demi-équivalence d'une réaction acide faible-base forte ou d'une réaction acide fort-base faible

- Le pH de la solution obtenue est égal au pK_A du couple acide/base.
- La réaction chimique étant totale, la quantité de matière de la base conjuguée formée dans le cas d'une réaction acide faible-base forte, est égale à la quantité de matière de l'acide faible en solution.
- De même, s'il s'agit d'une réaction acide fort-base faible, la quantité de matière de l'acide conjugué formé est égale à la quantité de matière de la base faible en solution.

2- Définition d'une solution tampon

Une solution tampon est constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base faible conjuguée ou d'une base faible et de son acide faible conjugué.

3- Les caractéristiques d'une solution tampon

- Le pH d'une solution tampon est égal au pK_A du couple acide/base en solution.
- Le pH d'une solution tampon varie très peu à l'ajout modéré d'acide, de base ou d'eau.

4- Méthodes de préparation d'une solution tampon

- 1^{re} méthode : on réalise le mélange équimolaire d'une solution d'un acide faible avec une solution de sa base conjuguée :

$$C_a V_a = C_b V_b$$

Exemple : mélange équimolaire de solutions de CH_3COOH et CH_3COONa ou de NH_3 et NH_4Cl .

- 2^{ème} méthode : on fait réagir une solution d'une base forte sur une solution d'un acide faible jusqu'à la demi-équivalence :

$$C_b V_b = \frac{C_a V_a}{2}$$

Exemple : réaction d'une solution de NaOH avec une solution de CH_3COOH jusqu'à la demi-équivalence

- 3^{ème} méthode : on fait réagir une solution d'un acide fort sur une solution d'une base faible jusqu'à la demi-équivalence :

$$C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2}$$

Exemple : réaction d'une solution de HCl avec une solution de NH_3 jusqu'à la demi-équivalence.

5- Intérêt des solutions tampons :

- Pour leurs pH qui varient très peu, les solutions tampons sont utilisées :
 - pour l'étalonnage d'un pH-mètre ;
 - pour une analyse chimique à pH constant ;
 - dans les industries pharmaceutiques ou cosmétiques ;
- Certains milieux biologiques (salive, sang...) sont des tampons qui maintiennent le pH pratiquement constant pour le bon fonctionnement de l'organisme.

J'évalue mes acquis



On dispose des solutions suivantes :

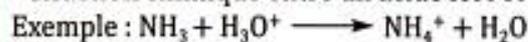
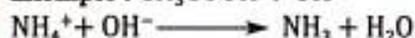
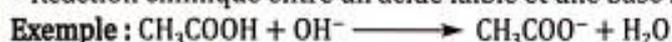
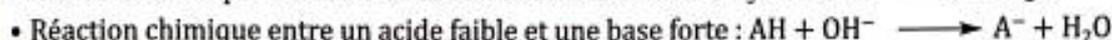
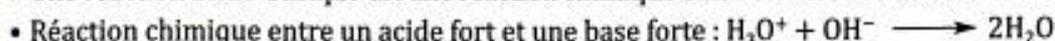
- Acide chlorhydrique de concentration molaire volumique $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Solution aqueuse d'ammoniac de concentration molaire volumique $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Solution aqueuse de chlorure d'ammonium de concentration molaire volumique $C_3 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_4 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

On veut obtenir un volume $V = 30 \text{ cm}^3$ de solution tampon de $\text{pH} = 9,2$ à partir de deux des solutions A, B, C et D.

- Choisis une méthode d'obtention de cette solution tampon. Justifie ta réponse.
- Détermine les volumes nécessaires pour cette préparation.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Une réaction acido-basique est une réaction chimique entre un acide et une base en solution aqueuse.



Toutes ces réactions sont quasi-totales et exothermiques.

- Équivalence et demi-équivalence acido-basique

L'équivalence acido-basique est atteinte si la quantité de matière apportée par l'acide est égale à celle apportée par la base.

À l'équivalence : $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_{BE}$ ou $C_A V_{AE} = C_B V_B$.

A la demi-équivalence $E_{1/2}$: $V_{E_{1/2}} = \frac{V_E}{2}$ et $\text{pH} = \text{pK}_A$

- Solutions tampons

- Définition : Une solution tampon est constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée ou d'une base faible et de son acide conjugué.
- Propriétés d'une solution tampon

- Le pH d'une solution tampon est égal au pK_A du couple acide/base.

- le pH varie peu lors d'une dilution modérée et de l'ajout modéré d'un acide ou d'une base.

III- MÉTHODES

Comment écrire l'équation-bilan d'une réaction acido-basique connaissant les deux couples ?

On respecte les étapes suivantes :

- 1- On identifie les deux couples acide 1 / base 1 et acide 2 / base 2 qui interviennent ainsi que les réactifs (exemple : acide 1 et base 2).
- 2- On écrit les deux (2) demi-équations protoniques dans le sens réel où elles se déroulent :
acide 1 \rightleftharpoons base 1 + H⁺ ; base 2 + H⁺ \rightleftharpoons acide 2.
- 3- On additionne membre à membre et on obtient l'équation : acide 1 + base 2 \rightarrow acide 2 + base 1.

Exemple : Écrire l'équation de la réaction entre le fluorure d'hydrogène et l'eau, sachant que les couples concernés sont HF/F⁻ et H₃O⁺/H₂O.

- 1- La première étape est déjà réalisée dans l'énoncé.
- 2- On écrit les deux (2) demi-équations protoniques :



- 3- On obtient l'équation-bilan de la réaction en les additionnant : $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

IV- EXERCICES RÉSOLUS

Exercice 1

Tu disposes d'une solution S_a d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_a = 10⁻² mol/L et d'une solution S_b d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration molaire C_b = 10⁻¹ mol/L. Les solutions sont prises à 25°C et le produit ionique K_e = 10⁻¹⁴.

1- Définis :

1.1- un acide fort ;

1.2- une base forte.

2- Calcule le pH des solutions S_a et S_b.

3- Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans S_a et S_b.

4- À V_a = 50 mL de la solution S_a de concentration molaire C_a, on ajoute un volume V_b = 10 mL de la solution S_b.

4.1- Donne la nature (acide, basique, neutre) du mélange. Justifie ta réponse.

4.2- Détermine :

4.2.1- les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans le mélange ;

4.2.2- le pH du mélange.

Exercice 2

On utilise une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C_A = 10⁻¹ mol.L⁻¹ pour doser un volume V_B = 20 mL d'une solution de diéthylamine (C₂H₅)₂NH contenue dans un bécher. On note la variation du pH lors de l'addition de volume V_A de la solution d'acide chlorhydrique à la solution de diéthylamine. Les résultats sont indiqués dans le tableau ci-dessous :

V _a (cm ³)	0	1	3	5	7	9	11	13	15	16	16,5
pH	11,9	11,7	11,5	11,3	11,1	10,9	10,7	10,4	10,1	9,7	9,4

V _a (cm ³)	17	17,2	17,5	18	18,5	19	20	22	25
pH	8,5	7,5	3,6	2,8	2,6	2,4	2,2	2	1,8

Toutes les solutions sont à 25°C.

- 1- Ecris l'équation-bilan de la réaction acido-basique qui se produit.
- 2- Représente graphiquement $\text{pH} = f(V_A)$. Echelle : 1 cm pour une unité de pH et 1 cm pour 1 mL.
- 3- Détermine à partir de la courbe :
 - 3.1- les coordonnées du point d'équivalence acido-basique E ;
 - 3.2- la valeur de la concentration molaire C_0 de la solution aqueuse de diéthylamine ;
 - 3.3- le $\text{p}K_A$ du couple acide / base.

Résolution de l'exercice 1

1- Un acide fort une espèce chimique qui réagit totalement avec l'eau en produisant les ions H_3O^+ . Une base forte une espèce chimique qui réagit totalement avec l'eau en produisant les ions OH^- .

2- Calcul du pH des solutions S_a et S_b .

- S_a est un monoacide fort : $\text{pH} = -\log C_a = -\log(10^{-2}) = 2$
- S_b est une monobase forte : $\text{pH} = 14 + \log C_b = 14 + \log(10^{-1}) = 13$

3- Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans S_a et S_b .

Dans S_a :

Espèces chimiques en solution : H_3O^+ ; OH^- ; Cl^- ; H_2O .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}; \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Electroneutralité de la solution S_a :

$$[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \text{ or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-].$$

$$\text{D'où } [\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Dans S_b :

Espèces chimiques en solution : H_3O^+ ; OH^- ; Na^+ ; H_2O .

$$[\text{OH}^-] = C_b = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]}; \text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}.$$

Electroneutralité de la solution S_b :

$$[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ or } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{D'où } [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}.$$

4.1- Nature du mélange

Initialement $n_a = C_a V_a = 10^{-2} \times 0,05 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ et $n_b = C_b V_b = 10^{-1} \times 0,01 = 10^{-3} \text{ mol}$.

On constate que $n_b > n_a$, le mélange est basique.

4.2-

4.2.1- Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans le mélange.

Espèces :

Espèces chimiques dans le mélange : H_3O^+ ; OH^- ; Cl^- ; Na^+ ; H_2O

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_b V_b - C_a V_a}{V_a + V_b} \quad \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4}}{(50 + 10) \cdot 10^{-3}} = 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \quad \text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{8,33 \cdot 10^{-3}} = 1,20 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} \quad \text{AN : } [\text{Cl}^-] = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{(50 + 10) \cdot 10^{-3}} = 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} \quad \text{AN : } [\text{Na}^+] = \frac{10^{-3}}{(50 + 10) \cdot 10^{-3}} = 1,66 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

4.2.2- Le pH du mélange

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,20 \cdot 10^{-12}).$$

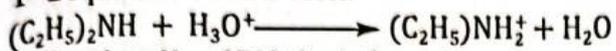
$$\text{pH} = 11,92.$$

Commentaire :

Il suffit de connaître les définitions et d'appliquer les formules de la leçon. Il est aussi important de garder à l'esprit les étapes de calcul des concentrations molaires volumiques connaissant le pH de la solution.

Résolution de l'exercice 2

1- L'équation-bilan s'écrit.



2- Courbe $\text{pH} = f(V_A)$ (voir figure)

3-

3.1- Les coordonnées du point d'équivalence E.

$$E (V_{AE} = 17,2 \text{ mL}; \text{pH}_E = 6)$$

3.2- La valeur de la concentration molaire C_B

$$\text{À l'équivalence, } n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_{AE} = C_B V_B.$$

$$C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} \quad \text{AN : } C_A = 10^{-1} \times \frac{17,2}{20}$$

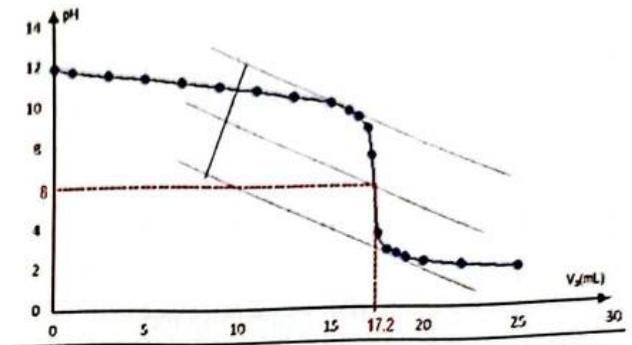
$$C_B = 8,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}.$$

3.3- Le pK_a du couple acide / base

À la demi-équivalence $\text{pH} = \text{pK}_a$

$$\text{avec } V_{A1/2} = \frac{V_{AE}}{2} \quad V_{A1/2} = \frac{17,2}{2} = 8,6 \text{ cm}^3$$

$$\text{pour } V_A = 8,6 \text{ mL, } \text{pH} = 11 = \text{pK}_A$$



Commentaire :

Il suffit d'appliquer les formules de la leçon. Une construction minutieuse de la courbe de variation du pH permet la détermination de la concentration molaire volumique de la solution de base et celle du pK_A .

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Définis les termes suivants :

- 1- l'équivalence acido-basique ;
- 2- une solution tampon.

2 On verse à l'aide d'une burette dans un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ d'une solution A d'acide chlorhydrique contenue dans un bécher, une solution B d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. La courbe $\text{pH} = f(V_B)$ permet d'obtenir le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence $V_{BE} = 13 \text{ mL}$.

Pour chacune des propositions ci-dessous, recopie le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

- 1- La courbe $\text{pH} = f(V_B)$ obtenue est :
a) croissante ; b) décroissante ; c) constante.
- 2- L'expression de la concentration molaire C_A de la solution A est :
a) $C_A = \frac{C_B V_A}{V_{BE}}$; b) $C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$; c) $C_A = \frac{V_{BE}}{C_B V_A}$.
- 3- La valeur de C_A est :
a) $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$; b) $3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$;
c) $1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- 4- A l'équivalence, le mélange est :
a) neutre ; b) acide ; c) basique.
- 5- Le pH à l'équivalence est :
a) 2 ; b) 7 ; c) 9

3 Écris l'équation-bilan de la réaction acido-basique entre les espèces chimiques suivantes :

- 1- l'acide chlorhydrique et l'ammoniac ;
- 2- l'acide éthanoïque et la solution d'hydroxyde

de sodium ;

- 3- l'acide bromhydrique et la solution d'hydroxyde de sodium ;
- 4- Le chlorure d'ammonium et la solution d'hydroxyde de potassium.

4 On désire préparer une solution tampon ayant un pH proche de 9.

- 1- Rappelle les propriétés d'une solution tampon.
- 2- Donne une méthode permettant d'obtenir une solution tampon.
- 3- Justifie le choix du couple AH/A^- adapté à la préparation de cette solution tampon.

5 On dispose des solutions suivantes :

S_1 : solution d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_1 = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$;

S_2 : solution de chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$) de concentration molaire $C_2 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le $\text{p}K_A$ du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ est 9,2.

- 1- Élabore un protocole qui permet d'obtenir un volume quelconque d'une solution tampon à l'aide des solutions S_1 et S_2 .
- 2- Donne le pH de la solution tampon obtenue.
- 3- Élabore un protocole afin d'obtenir un volume $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution tampon à l'aide des solutions S_1 et S_2 .

Exercices de renforcement/Approfondissement

6. À 25°C, le pH d'une solution aqueuse S_0 d'ammoniac, de concentration molaire $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, est égal à 11,1. Le produit ionique de l'eau, à 25°C est 10^{-14} .

1. Écris l'équation-bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.
2. Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution S_0 .
3. Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
4. Déduis la valeur de la constante d'acidité K_A du couple $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$.
5. Vérifie que le $\text{p}K_A$ de ce couple vaut 9,2.

7. Une solution d'un acide carboxylique AH de concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH de 2,9 à 25°C.

1. Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution aqueuse.
2. Sachant que pour préparer un volume $V = 500 \text{ mL}$ de cette solution, il a fallu dissoudre dans l'eau une masse $m = 0,23 \text{ g}$ d'acide pur.

Détermine :

- 2.1- la masse molaire moléculaire M de cet acide carboxylique ;
- 2.2- sa formule semi-développée et son nom.
3. Un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de la solution d'acide précédente est dosé par une solution de soude de concentration molaire $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Détermine le volume V_{be} versé pour atteindre l'équivalence.

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

8. Cinq (5) béchers contiennent des solutions différentes A, B, C, D, E de même concentration molaire $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Ce sont :

- A : solution de chlorure de sodium ;
- B : solution d'hydroxyde de sodium ;
- C : solution d'acide chlorhydrique ;
- D : solution d'acide benzoïque ;
- E : solution d'ammoniac.

1. Pour identifier le contenu de chacun des béchers, on mesure le pH en numérotant le bécher correspondant. Complète le tableau suivant :

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

Les cinq solutions sont prises à 25°C.

- 1.1- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution E.
- 1.2- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
- 1.3- En déduis le $\text{p}K_A$ du couple acide/base correspondant.
- 2- Indique comment obtenir une solution de $\text{pH} = 7$ à partir des solutions B et C. Justifie ta réponse.
- 3- On mélange un volume $V_1 = 10 \text{ cm}^3$ de la solution C avec un volume $V_2 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution A.

Détermine le pH de la solution obtenue.

- 4- On veut réparer une solution tampon à partir des solutions E et C.
 - 4.1- Détermine le volume de la solution C à ajouter à la solution E.
 - 4.2- Donne le pH de cette solution. Justifie ta réponse.
 - 4.3- Cite les propriétés de cette solution.

9. Les mesures de pH de trois solutions aqueuses de même concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ ont donné à 25°C les valeurs suivantes : 5,9 ; 7,0 ; 13,0. Ces trois solutions prises dans un ordre quelconque sont :

- A : solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl.
- B : solution aqueuse de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$;
- C : solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH.

- 1- Attribue à chacune des solutions A, B, C la valeur de son pH.
- 2-
 - 2.1- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution B.
 - 2.2- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
 - 2.3- Déduis le $\text{p}K_A$ du couple ion éthylammonium/éthylamine.

10 On se propose de préparer deux solutions de même $\text{pH} = 10,8$:

- l'une, notée S_0 , est obtenue en ajoutant 50 mL de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium à 100 mL de solution aqueuse de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ de concentration molaire $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;
- l'autre, notée S , est un mélange de 75 mL de solution aqueuse de chlorure d'éthylammonium $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ de concentration molaire $C_a = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et d'un volume V d'une solution aqueuse d'éthylamine de concentration molaire $C' = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit lors de la préparation de S_0 .
 - 2- Donne :
 - 2.1- le nom des solutions S_0 et S ;
 - 2.2- leurs propriétés particulières.
 - 3- Détermine la concentration molaire volumique des solutions d'hydroxyde de sodium.
 - 4- Détermine le volume V de la solution d'éthylamine à utiliser pour préparer la solution S .
- Donnée $\text{p}K_A$ du couple : $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

11 On dose par pH-métrie un volume $V = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'un monoacide carboxylique de formule générale HA , de concentration molaire volumique inconnue par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On note les résultats suivants où V_B représente le volume de solution d'hydroxyde de sodium versé, en mL.

V_B	0	2	4	6	8	10	11	12	14
pH	2,6	3,2	3,6	3,8	4,0	4,2	4,2	4,3	4,5
V_B	16	18	19	20	21	23	25	29	
pH	4,7	5,0	5,3	8,2	11,0	11,5	11,6	11,8	

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui se produit.
 - 2-
 - 2.1- Trace la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ sur papier millimétré.
- Échelles : 1 cm pour 1 unité de pH et 1 cm pour 2 mL.
- 2.2- Justifie de trois façons que l'acide HA est faible ;
 - 2.3- Détermine graphiquement le point d'équivalence E ;
 - 2.4- Déduis la concentration molaire volumique C_a de la solution acide.

2.5 Indique la valeur à laquelle tendrait le pH , si on continuait d'ajouter la solution basique au-delà de $V_B = 29 \text{ mL}$.

- 3-
 - 3.1- Détermine graphiquement la valeur du $\text{p}K_A$ du couple HA/A^- .
 - 3.2- Déduis la valeur de K_A .
 - 3.3- Identifie alors cet acide à l'aide du tableau ci-dessous.

	Acide méthanoïque	Acide éthanoïque	Acide propanoïque	Acide phényl-éthanoïque
K_A	$1,7 \cdot 10^{-4}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	$6,3 \cdot 10^{-5}$

- 4-
 - 4.1- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans la solution acide initiale.
 - 4.2- Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
 - 4.3- Retrouve la valeur du $\text{p}K_A$ déterminé graphiquement.

12

- 1- On mesure le pH d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque de concentration molaire volumique $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On trouve $\text{pH} = 3,4$. Les expériences sont faites à 25°C .
 - 1.1- Montre que l'acide éthanoïque CH_3COOH est un acide faible.
 - 1.2- Écris l'équation-bilan de sa dissolution dans l'eau.
- 2- Dans un volume $V_1 = 50 \text{ cm}^3$ de la solution précédente d'acide éthanoïque, on ajoute un volume V_2 d'une solution d'hydroxyde de sodium NaOH , de concentration $C_b = C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le mélange obtenu constitue une solution S de $\text{pH} = 4,8$.

Donnée : La constante d'acidité de l'acide éthanoïque $K_A = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- 2.1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique produite au cours du mélange.
- 2.2- De l'expression de la constante d'acidité K_A du couple acide-base présent dans le mélange :
 - 2.2.1- Donne la valeur du rapport $\frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ de la forme de l'espèce basique sur la forme de l'espèce acide du couple.
 - 2.2.2- Conclue.
 - 2.2.3- Établis une relation entre les volumes V_1 et V_2 à l'aide des résultats ci-dessus.
 - 2.2.4- Calcule V_2 .

Situations d'évaluation

13 Lors d'une séance de travaux pratiques, vous ajoutez progressivement à un volume $V_A = 40$ mL d'une solution d'acide benzoïque contenue dans un bécher, à l'aide d'une burette, un volume V_B d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 5,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Une électrode combinée plongée dans le bécher et reliée à un pH-mètre permet de mesurer le pH au cours de cette addition. Vous obtenez les résultats ci-dessous. Votre professeur vous demande de déterminer le pK_A du couple acide benzoïque/ion benzoate.

V_B (mL)	0	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0	11,0	11,5
pH	2,9	3,5	3,9	4,2	4,5	4,9	5,25	5,6
V_B (mL)	12,0	12,5	13,0	14,0	15,0	16,0	18,0	20,0
pH	8,2	10,5	11,2	11,5	11,6	11,70	11,8	11,9

Échelles : 1 cm représente 1 mL

1 cm représente 1 unité de pH.

- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu lors de l'ajout de la solution d'hydroxyde de sodium.
- Trace la courbe $pH = f(V_B)$.
- Détermine :
 - graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E (V_{BE} ; pH_E) ;
 - la concentration molaire volumique C_A de la solution dosée ;
 - graphiquement le pK_A du couple acide benzoïque/ion benzoate.
- Indique entre l'espèce basique ou acide du couple laquelle est prédominante pour le $pH = 6$.

14 Votre professeur met à votre disposition au cours d'une séance de travaux pratiques une solution aqueuse d'acide méthanoïque HCOOH de concentration molaire volumique $C = 0,1$ mol.L⁻¹ et dont le pH est égal à 2,4.

Dans un bécher contenant un volume $V = 25$ mL de cet acide, vous ajoutez progressivement un volume V_b d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,2$ mol.L⁻¹.

Toutes les expériences sont réalisées à 25°C et $K_a = 10^{-14}$. A l'équivalence, le $pH = 8,3$.

Le pH vaut 3,8 quand on a versé un volume d'hydroxyde de sodium $V = 6,25$ mL.

- Écris l'équation-bilan :

1.1- de la réaction chimique de l'acide méthanoïque avec l'eau ;

1.2- de la réaction chimique qui se produit lors de l'ajout de la solution d'hydroxyde de sodium.

- Détermine le volume V_{BE} d'hydroxyde de sodium à verser pour atteindre l'équivalence.
- Explique pourquoi le mélange est basique à l'équivalence.
- Indique la limite à laquelle tend la valeur du pH de la solution finale quand on ajoutera une très grande quantité de solution d'hydroxyde de sodium.

15 Lors d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves de ta classe veut réaliser sous la conduite de leur professeur de Physique-Chimie, la réaction chimique entre un acide fort et une base forte. Pour cela, le groupe prépare une solution aqueuse D en prélevant un volume $V_0 = 10$ cm³ d'une solution A d'acide bromhydrique de concentration inconnue. Ensuite, il verse le volume $V_0 = 10$ cm³ dans une fiole jaugée et le complète à 250 cm³ avec de l'eau distillée. Cette solution D est dosée par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_b = 2 \cdot 10^{-1}$ mol.L⁻¹. Le groupe mesure les valeurs du pH au cours de cette addition. Les résultats sont consignés dans le tableau ci-dessous où l'on a noté le volume de la solution d'hydroxyde de potassium versé V_b et le pH du mélange obtenu.

V_b (cm ³)	0	1	2	3	4,5	4,95	5,05	6	7	8
pH	2,4	2,5	2,6	2,8	3,4	4,4	9,6	10,9	11,2	11,4

Données : en g/mol : $M_{Br} = 80$; $M_K = 39$.

Toutes les solutions sont prises à 25°C.

Échelles : 2 cm pour 1 cm³ et 1 cm pour 1 unité de pH.

Étant membre de ce groupe, tu es choisi(e) pour exploiter vos résultats.

- Fais un schéma annoté du dispositif expérimental de ce dosage pH-métrique.
- Trace la courbe de variation du pH en fonction du volume V_b de base versé.
- Détermine :
 - graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E ;

- 3.2- la concentration molaire volumique C_d de la solution D ;
- 3.3- la concentration molaire volumique C_0 de la solution initiale A.

- 4- Détermine la masse du composé obtenu après la déshydratation du mélange à l'équivalence.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIEUX

IMPACT DU TAUX D'ACIDITÉ SUR L'ENVIRONNEMENT

La couleur des hortensias change avec le taux d'acidité de la terre, le goût acide du citron est plus prononcé que celui de l'avocat, le pH du sang reste de 7,4 et de l'eau du robinet est plus calcaire dans certaines régions que dans d'autres. Ces phénomènes s'expliquent en étudiant les acides et les bases que l'on côtoie au quotidien. Il est possible d'agir sur notre environnement pour mieux le protéger. On peut, par exemple, réguler le pH de l'eau d'un lac dont le taux d'acidité serait trop élevé afin d'éviter la disparition complète de certains poissons.



Les hortensias bleus

TABLEAU DES HABILITÉS ET DES CONTENUS

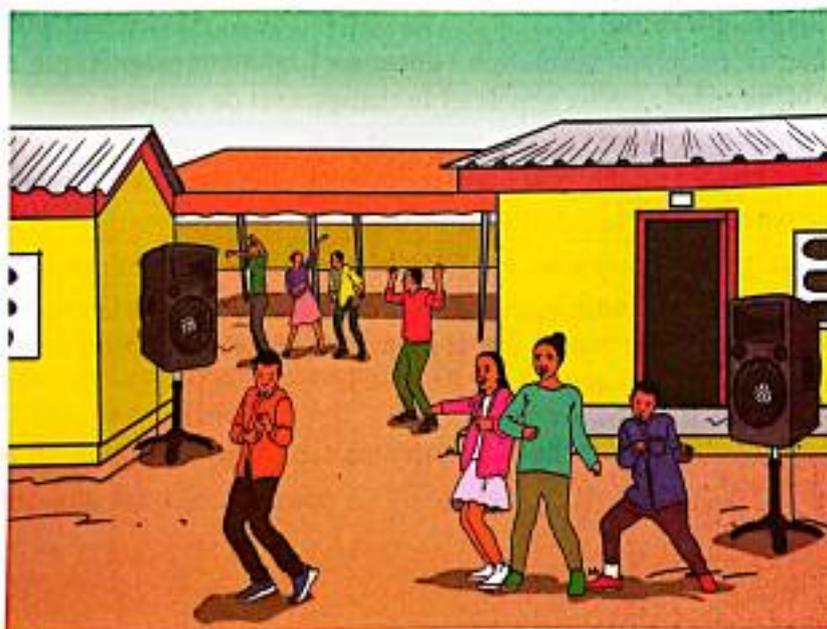
HABILITÉS	CONTENUS
Connaître	le principe d'un dosage.
Réaliser	le dosage colorimétrique d'une solution commerciale de vinaigre.
Justifier	le choix d'un indicateur coloré.
Schématiser	le dispositif expérimental d'un dosage colorimétrique.
Déterminer	<ul style="list-style-type: none"> la concentration molaire volumique en acide (ou en base) d'une solution commerciale ; les concentrations molaires volumiques du mélange à l'équivalence.
Dégager	l'intérêt d'un dosage.

NOTIONS ESSENTIELLES

- Principe d'un dosage
- Dosage colorimétrique
- Indicateur coloré
- Solution commerciale
- Équivalence acido-basique
- Intérêt d'un dosage.

SITUATION D'APPRENTISSAGE

Au cours d'une fête de fin d'année scolaire, une élève de terminale constate que sur des bouteilles contenant du vinaigre, il est inscrit : Vinaigre 6° ou 8°. Elle apprend à travers les étiquettes que l'acide éthanoïque est le principal constituant du vinaigre. Voulant en savoir davantage, avec ses camarades de classe, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, ils se proposent de réaliser le dosage du vinaigre par la soude, de justifier le choix d'un indicateur coloré et de déterminer la concentration molaire volumique de la solution de vinaigre.



I- ACTIVITÉS

ACTIVITÉ 1 : DÉCOUVRIR LE PRINCIPE ET LES TECHNIQUES DE DOSAGE

- 1- Définis un dosage et dégage son intérêt.
- 2- Donne le principe et les techniques d'un dosage.

Je fais le point de l'activité

1- Définition et intérêt d'un dosage

Un dosage est une technique expérimentale qui permet de déterminer la concentration d'une espèce chimique dans une solution aqueuse.

Ainsi, un dosage a pour intérêt de déterminer la concentration molaire volumique ou la concentration massique inconnue d'une solution.

2- Principe du dosage

La réaction de dosage doit être rapide et totale.

Elle doit permettre de déterminer de façon précise la fin de la réaction chimique (l'équivalence).

Ainsi :

- pour doser une base forte, on utilise un acide fort et vice-versa : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- pour doser un acide faible, on utilise une base forte :
 $\text{AH} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$ ou $\text{BH}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{B} + \text{H}_2\text{O}$
- pour doser une base faible, on utilise un acide fort :
 $\text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{AH} + \text{H}_2\text{O}$ ou $\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$

Lors d'un dosage colorimétrique, le point d'équivalence acido-basique E est obtenu par le changement de couleur de la solution dosée contenant quelques gouttes d'un indicateur coloré. On doit choisir l'indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH du point d'équivalence. Pour le dosage pH-métrique, après le tracé de la courbe $\text{pH} = f(V)$, le point d'équivalence E est déterminé par la méthode des tangentes parallèles.

3- Les techniques d'un dosage

- Réaliser le montage expérimental.
- Préparer la burette graduée en la rinçant d'abord à l'eau distillée, puis avec la solution de dosage.
- Prélever exactement dans un bécher, le volume de solution à doser puis ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré.
- Placer le bécher contenant la solution à doser sur l'agitateur magnétique, en intercalant un papier blanc afin de mieux apprécier le changement de couleur.

Le dosage se fait en deux étapes :

- la première, un peu plus rapide, sert à repérer la zone du volume à l'équivalence ; on verse donc millilitre par millilitre, la solution de dosage.
- la deuxième sert à déterminer avec précision la valeur exacte du volume à l'équivalence. 2 ou 3 millilitres avant le volume équivalent, on verse goutte à goutte la solution de dosage. Le volume à l'équivalence est repéré par la première goutte de solution de dosage qui fait persister le changement de couleur.

J'évalue mes acquis



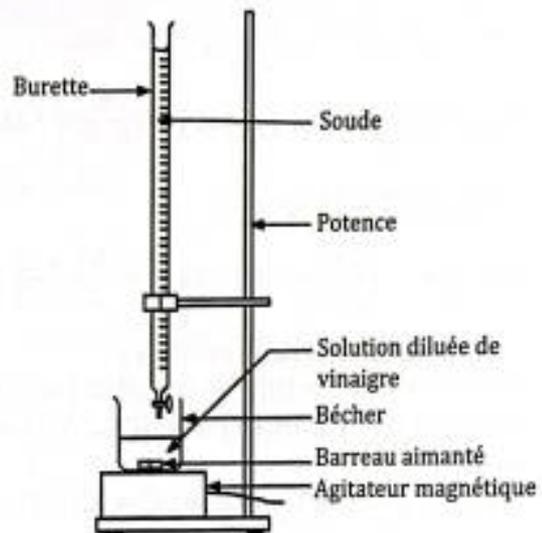
Recopie et complète les phrases ci-dessous avec les mots ou expressions qui conviennent.

- 1- Doser une solution, c'est
- 2- Pour doser une solution de base faible, on utilise une solution
- 3- Pour doser une solution d'acide faible, on utilise une solution
- 4- Lors d'un dosage colorimétrique, est repéré par la goutte qui fait changer la couleur du mélange de façon persistante.

ACTIVITÉ 2 : RÉALISER LE DOSAGE COLORIMÉTRIQUE D'UNE SOLUTION COMMERCIALE DE VINAIGRE

Tu disposes d'une solution commerciale de vinaigre de concentration molaire volumique C_0 et d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1- Dillue au dixième le vinaigre et note S_1 la solution obtenue.
- 2- Prélève à l'aide d'une pipette un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ de la solution S_1 que tu verses dans un bécher.
- 3- Remplis la burette de la soude (voir dispositif expérimental).
- 4- Réalise le dosage.
 - 4.1- Note le volume V_b de soude versé à l'équivalence.
 - 4.2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu lors de ce dosage.
 - 4.3- Donne les coordonnées du point d'équivalence.
- 5- Détermine :
 - 5.1- la concentration molaire volumique C_1 de la solution diluée ;
 - 5.2- la concentration molaire volumique C_0 de l'acide éthanoïque du vinaigre ;
 - 5.3- les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans le mélange à l'équivalence ;
 - 5.4- le degré d'acidité du vinaigre. Il correspond à la masse exprimée en gramme d'acide éthanoïque pur contenu dans 100 g de vinaigre.
- 6- Détermine, parmi les indicateurs colorés suivants, celui qui convient le mieux à ce dosage, en justifiant votre choix.



Indicateur coloré	Teinte en milieu acide	Teinte en milieu basique	Zone de virage
Hélianthine	rouge	jaune	3,1 - 4,4
Rouge de méthyle	rouge	jaune	4,2 - 6,2
Bleu de bromothymol	jaune	bleu	6,0 - 7,6
Phénolphtaléine	incolore	rouge violacé	8,2 - 10,0

Je fais le point de l'activité

- 1- Le volume de soude versé est $V_{bg} = 23 \text{ mL}$
- 2- L'équation-bilan de la réaction chimique de ce dosage
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 3- Coordonnées du point d'équivalence et concentrations molaires volumiques
 - Les coordonnées du point d'équivalence

$$E \begin{cases} V_{bg} = 23 \text{ mL} \\ \text{pH}_g = 9 \end{cases}$$

- La concentration molaire volumique C_1 de la solution diluée :

A l'équivalence, $n_1 = n_b$ soit $C_1 V_1 = C_b V_{bE}$

$$\text{Ainsi : } C_1 = \frac{C_b V_{bE}}{V_1}$$

$$\text{AN : } C_1 = \frac{0,1 \times 23}{20} \Rightarrow C_1 = 0,115 \text{ mol.L}^{-1}$$

- La concentration molaire volumique C_0 de l'acide éthanóïque du vinaigre

La solution initiale de vinaigre a été diluée 10 fois.

$$\text{Ainsi : } C_1 = \frac{C_0}{10} \Rightarrow C_0 = 10.C_1 \quad \text{AN : } C_0 = 10 \times 0,115 \text{ d'où } C_0 = 1,15 \text{ mol.L}^{-1}$$

- Les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques dans le mélange à l'équivalence

Les espèces en solution : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , CH_3COO^- , CH_3COOH , H_2O .

Le pH = 9 à l'équivalence. Ainsi,

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] \Rightarrow [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \quad \text{AN : } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-9}}$$

$$\text{D'où } [OH^-] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_1 + V_{bE}} \quad \text{AN : } [Na^+] = \frac{0,1 \times 23}{20 + 23} \text{ d'où } [Na^+] = 5,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Electroneutralité de la solution :

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-] \Rightarrow [CH_3COO^-] = [H_3O^+] + [Na^+] - [OH^-]$$

$$[Na^+] \gg [OH^-] \gg [H_3O^+] \text{ ainsi } [CH_3COO^-] = [Na^+] = 5,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Conservation de la matière : } C' = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH] \text{ avec } C' = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_{bE}}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_{bE}} - [CH_3COO^-] \text{ or } [CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-]$$

$$[CH_3COOH] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_{bE}} - ([Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-]) \text{ avec } [Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_1 + V_{bE}}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_{bE}} - \frac{C_b V_{bE}}{V_1 + V_{bE}} + [OH^-] \text{ avec } C_1 V_1 = C_b V_{bE} \text{ (équivalence)}$$

$$\text{On obtient } [CH_3COOH] = [OH^-] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

4- Le degré d'acidité de ce vinaigre

Le degré correspond à la masse d'acide éthanóïque, exprimée en gramme, contenue dans 100 g de vinaigre.

La masse d'acide acétique présent dans 100 mL de vinaigre (= 100 g de vinaigre).

$$m_s = C.M.V \quad \text{AN : } m_s = 1,15 \times 60 \times 0,1 = 6,9 \text{ g soit } 6,9\%$$

4- L'indicateur coloré qui convient le mieux à ce dosage est la phénolphtaléine car sa zone de virage contient le pH à l'équivalence.

Remarque :

Lors d'un dosage pH-métrique, le point d'équivalence peut être déterminé par le tracé d'une courbe basé sur la mesure du pH de la solution au cours du dosage.

II- RÉSUMÉ DE COURS

- Doser une espèce chimique présente dans une solution aqueuse consiste à rechercher la concentration molaire volumique de cette espèce dans la solution.
- Lors du dosage d'une solution aqueuse d'un acide de volume V_A et de concentration molaire volumique C_A inconnue par une solution aqueuse de base de concentration molaire volumique C_B , l'équivalence acido-basique est obtenue lorsque la quantité de matière apportée par l'acide est égale à celle apportée par la base, $n_A = n_B$ soit $C_A V_A = C_B V_{BE}$ avec V_{BE} représentant le volume de base versé à l'équivalence.
- La réaction de dosage doit être rapide et totale.
- Au cours du dosage colorimétrique, le point d'équivalence acido-basique est obtenu par le changement de couleur d'un indicateur coloré introduit dans la solution dosée.

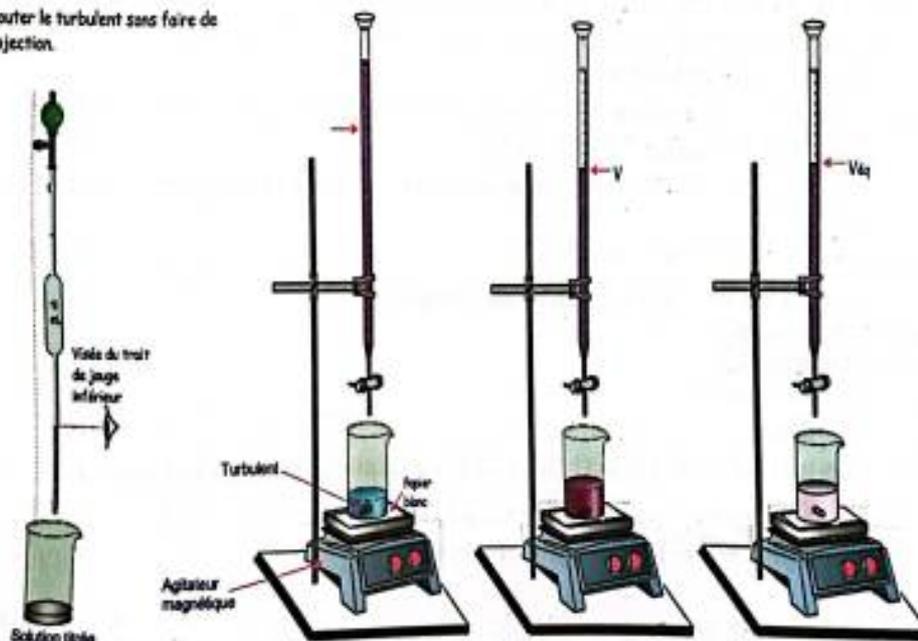
On doit choisir l'indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH du point d'équivalence.

III- MÉTHODES

Réalisation d'un dosage colorimétrique

- Prélever le volume de solution à doser à l'aide d'une pipette jaugée.
- Verser ce volume dans un bécher ou un erlenmeyer.
- Ajouter si nécessaire de l'eau distillée ou un indicateur coloré.
- Ajouter le barreau aimanté.
- Remplir la burette avec la solution de dosage.
- Déposer un papier blanc sur l'agitateur magnétique.
- Placer le bécher préparé précédemment sur l'agitateur magnétique puis mettre l'agitation en marche.
- Verser rapidement la solution qui sert à doser jusqu'au changement de couleur.
- Noter le volume V versé.
- Recommencer le dosage depuis le début.
- Verser la solution de dosage jusqu'à $V - 2$ mL et repérer l'équivalence à la goutte près.

Ajouter le turbulent sans faire de projection.



IV- EXERCICES RÉVOLUS

Exercice 1

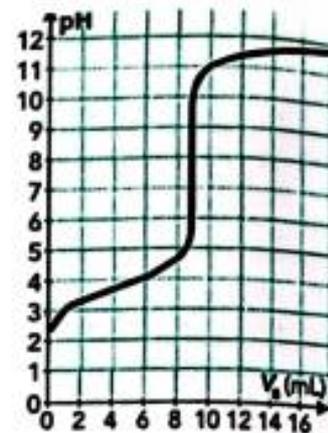
On réalise le dosage d'un volume $V_b = 20$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_b par une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_a = 10^{-2}$ mol.L⁻¹. Le volume versé à l'équivalence est $V_{\text{eq}} = 12,3$ mL.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu lors du dosage.
- 2- Écris la relation entre les quantités de matière des réactifs à l'équivalence.
- 3- Dédus-en une relation entre C_b , V_b , C_a et V_{eq} .
- 4- Calcule C_b .

Exercice 2

Le document ci-contre présente le graphe $\text{pH} = f(V_b)$ obtenu lors dosage d'un volume $V_A = 20$ mL d'une solution d'acide méthanoïque de concentration C_A par une solution S_B d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

- 1- Fais un schéma annoté du dispositif de dosage.
- 2- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu.
- 3- Détermine :
 - 3.1- graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E ;
 - 3.2- la concentration molaire volumique C_A de la solution d'acide méthanoïque.



Exercice 3

Dans le lait, le lactose se dégrade sous l'action des ferments lactiques en acide lactique de formule : $C_3H_5O_3$.

Pour déterminer l'acidité d'un lait, on dose un volume $V_s = 20$ mL de ce lait à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium ou soude de concentration molaire $C_b = 10^{-1}$ mol.L⁻¹. Le volume de soude versé à l'équivalence est $V_{\text{bE}} = 8,5$ mL.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction acido-basique qui a lieu au cours du dosage.
- 2- Détermination de la concentration molaire en acide lactique dans le lait.
 - 2.1- Définis l'équivalence acido-basique.
 - 2.2- Donne la relation entre les quantités de matière apportées par les deux réactifs.
 - 2.3- Dédus-en la relation entre C_b , V_b , C_a et V_{bE} .
 - 2.4- Donne l'expression de la concentration molaire C_a en acide lactique dans le lait en fonction de V_s , C_b et V_{bE} ;
 - 2.5- Calcule C_a .
- 3- Calcule la concentration massique C_m en acide lactique.

Résolution de l'exercice 1

1- Équation-bilan du dosage



2- Relation entre les quantités de matière des réactifs à l'équivalence acido-basique.

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

3- La relation entre C_b , V_b , C_a et V_{aE} .

$$C_a V_{\text{aE}} = C_b V_b$$

4- Calcule C_b

$$C_b = \frac{C_a V_{\text{aE}}}{V_b} \quad \text{AN : } C_b = \frac{10^{-2} \times 12,3}{20}$$

$$C_b = 6,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

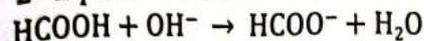
Commentaire :

Entre un acide fort et une base forte, ce sont les ions hydroxyde et les ions hydronium qui réagissent. Ensuite, l'exploitation de l'équivalence acido-basique permet de déterminer la concentration molaire C_b de la base.

Résolution de l'exercice 2

1- Schéma annoté du dispositif de dosage (voir figure ci-dessous)

2- Équation-bilan de la réaction de dosage



3- Déterminons :

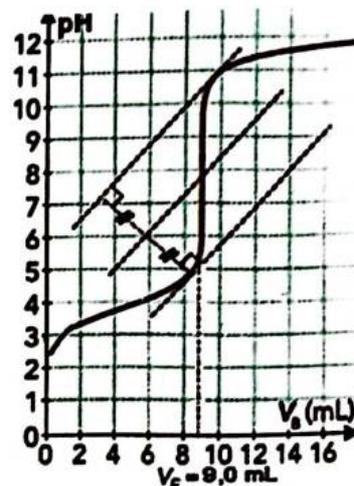
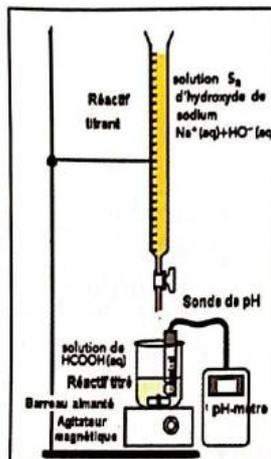
3.1 graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E.

$$E \begin{cases} V_{BE} = 9 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 7,8 \end{cases}$$

3.2 la concentration molaire C_A de la solution d'acide méthanoïque.

$$\text{À l'équivalence, } C_A V_A = C_B V_{BE} \quad C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

$$\text{AN : } C_A = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \times 9}{20} = 1,125 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



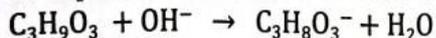
Commentaire :

Le schéma annoté du dosage doit être connu. Entre un acide faible et une base forte, c'est l'acide et l'ion hydronium qui réagissent.

L'exploitation graphique de la courbe permet de déterminer l'équivalence et d'en déduire la concentration molaire de l'acide.

Résolution de l'exercice 3

1- Équation de la réaction acido-basique qui a lieu au cours du dosage.



2.1- Définition de l'équivalence acido-basique

L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques de la réaction.

2.2 La relation entre les quantités de matière apportées des deux réactifs ;

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

2.3 Relation entre C_b , V_b , C_a et V_{bE} .

$$C_a V_a = C_b V_{bE}$$

2.4 Relation entre C_a la concentration molaire en acide lactique dans le lait en fonction de V_a , C_b et V_{bE}

$$C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$$

2.5 Calcul de C_a .

$$C_a = \frac{10^{-1} \times 8,5}{20} \quad C_a = 4,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3- Concentration massique C_m en acide lactique.

$$C_m = M C_a \quad ; \quad \text{AN : } C_m = 93 \times 4,25 \cdot 10^{-2} \quad ; \quad C_m = 3,95 \text{ g/L}$$

Commentaire :

Il faut recourir aux connaissances de la leçon pour les deux premières questions. Ensuite, l'exploitation de l'équivalence permet de déterminer la concentration molaire de la solution d'acide. Enfin, avec la masse molaire de l'acide, on calcule aisément sa concentration massique.

V- JE M'EXERCE

Exercices de fixation/ Application

1 Un dosage est une technique expérimentale qui sert à rechercher la concentration molaire d'une espèce dans une solution.

1- Une réaction chimique support d'un dosage doit être :

- lente et totale ;
- rapide et totale ;
- rapide et limitée.

2- À l'équivalence :

- le réactif servant à doser est introduit en excès ;
- les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques ;
- le réactif à doser est en excès.

3- Lors du dosage d'une solution d'acide éthanóïque par une solution d'hydroxyde de sodium, l'indicateur coloré approprié est :

- l'hélianthine ;
- le bleu de bromothymol ;
- la phénolphtaléine.

Recopie, pour chacune des propositions ci-dessus, le numéro suivi de la lettre correspondant à la bonne réponse.

2 Recopie et écris, pour chacune des affirmations suivantes, le chiffre suivi de V si l'affirmation est vraie et de F si elle est fausse.

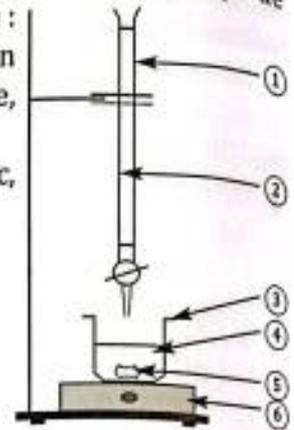
- Lors du dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium, j'utilise la phénolphtaléine comme indicateur coloré car le pH à l'équivalence est égal à 7.
- Lors d'un dosage colorimétrique, le pH à l'équivalence doit appartenir à la zone de virage de l'indicateur coloré choisi.
- Lors d'un dosage d'un acide fort par une base forte, après l'équivalence, il reste une quantité d'acide fort dans le milieu réactionnel.
- Lors d'un dosage pH-métrique, on rajoute obligatoirement un indicateur coloré acido-basique.
- À l'équivalence, les réactifs sont introduits en proportions stœchiométriques.

3 Tu effectues un dosage colorimétrique d'une solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique (voir schéma ci-après).

Annote le schéma en faisant correspondre chaque

chiffre du schéma suivi d'un mot ou groupe de mots dans la liste suivante :

Burette graduée, solution d'acide chlorhydrique, agitateur magnétique, bécher, solution d'ammoniac, barreau aimanté.



4

1- Définis l'équivalence acido-basique.

2- Indique :

- le procédé de détermination du volume à l'équivalence, lors d'un dosage colorimétrique ;
- le procédé de détermination du volume à l'équivalence, lors d'un dosage pH-métrique.

5 Détermine, pour chaque graphique, le volume à l'équivalence par construction graphique.

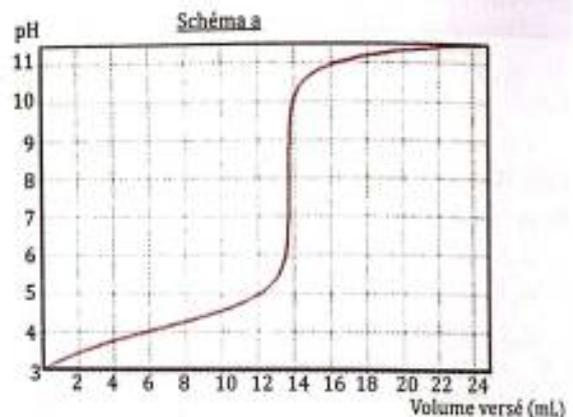
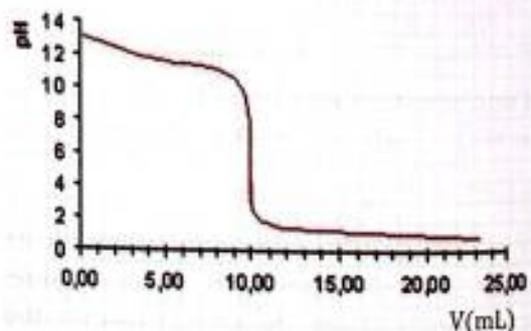


Schéma b



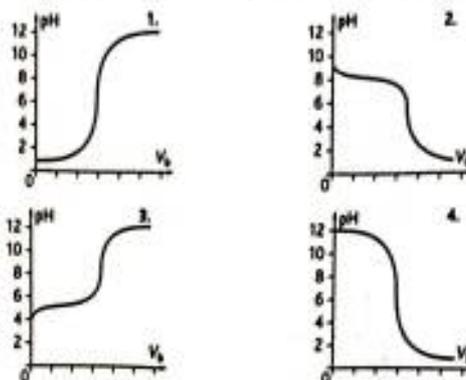
6. Écris l'équation-bilan de la réaction support de dosage :

- 1- d'une solution d'acide éthanóïque par une solution d'hydroxyde de sodium ;
- 2- d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium ;
- 3- d'une solution d'ammoniac par une solution d'acide chlorhydrique.

7. Tu disposes de plusieurs courbes de dosage ci-contre parmi lesquelles on trouve la courbe de dosage :

- a) d'une base forte par un acide fort ;
- b) d'un acide fort par une base forte ;

- c) d'une base faible par un acide fort ;
 - d) d'un acide faible par une base forte.
- Attribue chaque dosage à sa courbe en associant les lettres aux chiffres qui conviennent.



Exercice de renforcement/Approfondissement

8. Pour déterminer la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium lors du dosage de l'acide éthanóïque par la soude, on peut utiliser un indicateur coloré.

- 1- Explique le principe de cette méthode.
- 2- Parmi les indicateurs suivant, indique celui qui permettrait le dosage avec la meilleure précision.

Phénolphaléine : zone de virage : 8,2 - 10,0.

Bleu de Bromothymol : zone de virage : 6,0 - 7,6.

Hélianthine : zone de virage : 3,1 - 4,4.

9. La vitamine C ou acide ascorbique de formule brute $C_6H_8O_6$ ($M = 176 \text{ g.mol}^{-1}$) est vendue en pharmacie sous forme de comprimé.

On dissout un comprimé dans un volume $V_S = 100 \text{ mL}$ d'eau distillée ; on obtient une solution S.

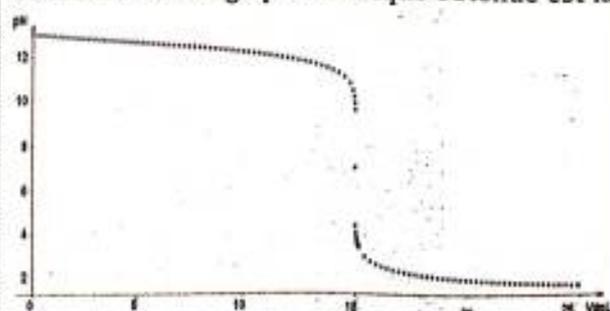
On prélève un volume $V_A = 10 \text{ mL}$ de cette solution que l'on dose avec de la soude de concentration $C_B = 3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour un volume $V_{BE} = 9,5 \text{ mL}$.

- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction chimique de dosage.
- 2- Définis l'équivalence acido-basique lors d'un dosage.
- 3- Dédus la relation donnant la concentration molaire apportée en acide ascorbique C_A , en fonction de C_B , V_A et V_{BE} .
- 4- Calcule la valeur de C_A .
- 5- Détermine la masse m d'acide ascorbique contenue dans un comprimé de vitamine C.

exacte de la solution préparée afin de l'indiquer sur l'étiquette.

Il utilise une solution d'acide chlorhydrique à la concentration molaire $C_a = 0,07 \text{ mol.L}^{-1}$ pour doser un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ de solution d'hydroxyde de sodium préparée.

La courbe de titrage pH-métrique obtenue est la



Courbe du dosage pH-métrique de la solution d'hydroxyde de sodium préparée

- 1- Fais le schéma annoté du dispositif expérimental.
- 2- Détermine :
 - 2.1- les coordonnées du point d'équivalence E ;
 - 2.2- la concentration molaire de la solution d'hydroxyde de sodium dosée.
- 3- Propose une méthode de dosage plus rapide en précisant le protocole expérimental à mettre en œuvre.

Indicateur coloré acido-basique	IndH	Zone de virage	Ind'
Hélianthine		3,1 - 4,4	
Vert de bromocrésol		3,8 - 5,4	
Rouge de méthyl		4,4 - 6,2	
Bleu de bromothymol		5,8 - 7,6	
Phénolphaléine		8,2 - 10	

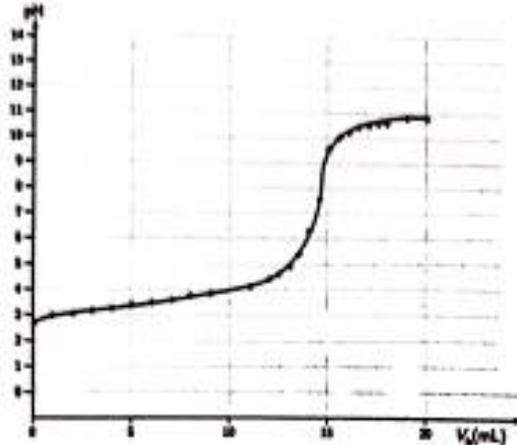
10. Un technicien a préparé une solution d'hydroxyde de sodium. Il souhaite déterminer à l'aide d'un dosage pH-métrique, la concentration molaire

On désire vérifier la dénomination « aspirine 500 » d'un comprimé d'aspirine.

Mode opératoire :

On écrase dans un mortier 1/2 comprimé d'aspirine. La poudre obtenue est dissoute dans de l'eau distillée de façon à obtenir un volume $V = 250$ mL de solution notée S_A .

On dose $V_A = 50$ mL de la solution S_A par de la soude de concentration molaire $C_B = 2.10^{-2}$ mol.L⁻¹. La courbe de dosage $pH = f(V_B)$ est représentée ci-dessous.



- 1- Écris l'équation-bilan de la réaction de dosage sachant que la solution S_A contient de l'acide acétylsalicylique $C_9H_8O_4$.
- 2- Détermine :
 - 2.1- les coordonnées du point d'équivalence E ;
 - 2.2- la concentration molaire C_A de l'acide acétylsalicylique dosé ;
 - 2.3- graphiquement le pK_A du couple acide faible/base faible.
- 3- Détermine :
 - 3.1- la masse m d'acide acétylsalicylique présente dans le volume $V = 250$ mL de la solution S_A ;
 - 3.2- la masse m' d'acide acétylsalicylique dans un comprimé d'aspirine.
- 4- Le dosage pH-métrique peut être remplacé par un dosage colorimétrique.

Indique parmi les indicateurs colorés suivants celui qu'il faut utiliser pour ce dosage.

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	Rouge	$3,1 < pH < 4,4$	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	$6,0 < pH < 7,6$	Bleu
Phénolphtaléine	Incolore	$8,0 < pH < 10$	Rose

On lit sur l'étiquette d'une bouteille d'acide chlorhydrique les données suivantes : « masse volumique : 1190 kg.m⁻³ ; pourcentage en masse d'acide pur : 37 % ».

On extrait de cette bouteille un volume $V = 3,23$ mL de solution, qu'on complète à un volume $V' = 400$ mL avec de l'eau pure.

- 1- Détermine la concentration molaire C_{A_1} de la solution ainsi préparée.
- 2- Afin de vérifier ce titre, on dose cet acide par un volume $V_B = 200$ mL d'éthanoate de sodium de concentration molaire $C_B = 3.10^{-3}$ mol.L⁻¹. Exceptionnellement la solution à doser est placée dans la burette. Pour chaque volume V_A d'acide versé, on relève la valeur du pH et on obtient le tableau suivant :

V_A (mL)	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	5,8	6	6,2
pH	11,5	11,4	11,3	11,2	11	10,9	10,7	10,6	10,5	10,3	10	7	4,0

V_A (mL)	6,4	6,6	6,8	7	7,5	8	9	10	11	12
pH	3,7	3,5	3,4	3,3	3,1	3,0	2,8	2,7	2,6	2,5

- 2.1- Construis la courbe $pH = f(V_A)$.
Echelles : 1 cm pour 1 mL
1 cm pour 1 unité de pH
 - 2.2- Détermine :
 - 2.2.1- les coordonnées du point d'équivalence $E(V_{AE}; pH_E)$;
 - 2.2.2- la concentration molaire C_{A_2} de la solution d'acide.
 - 3- Compare C_{A_1} et C_{A_2} .
 - 4- On remplace l'acide chlorhydrique initial par un même volume d'acide nitrique, de même concentration.
- Dis en justifiant si la courbe précédente est modifiée.

13 Dans un bécher contenant un volume $V = 100$ mL d'acide chlorhydrique, on verse, à l'aide d'une burette, une solution d'éthanolate de sodium de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Le tableau indique pour différentes valeurs du volume de la solution basique d'éthanolate de sodium versé, les valeurs du pH du mélange.

V_B (mL)	0	1	3	5	7	7,5	8	8,5
pH	2,1	2,2	2,3	2,4	2,7	2,8	3	3,4

V_B (mL)	9	10	9,5	10	10,5	11	13	15	17
pH	7	9,3	10,4	10,8	11	11,2	11,4	11,6	11,7

1- Trace sur papier millimétré le pH en fonction du volume de base versé.

Echelles : 1 cm pour 1 mL

1 cm pour 1 unité de pH

2- Ecris l'équation-bilan de la réaction entre l'ion éthanolate $C_2H_5O^-$ (base) et H_3O^+ (acide).

3- Détermine :

3.1- les coordonnées du point d'équivalence acido-basique ;

3.2- la concentration molaire C_A de la solution d'acide chlorhydrique.

4 Emploi d'un indicateur coloré

4.1- Indique parmi les indicateurs colorés (tableau ci-dessous) ceux qui pourraient servir lors du dosage.

4.2- Donne la méthode de repérage de l'équivalence acido-basique.

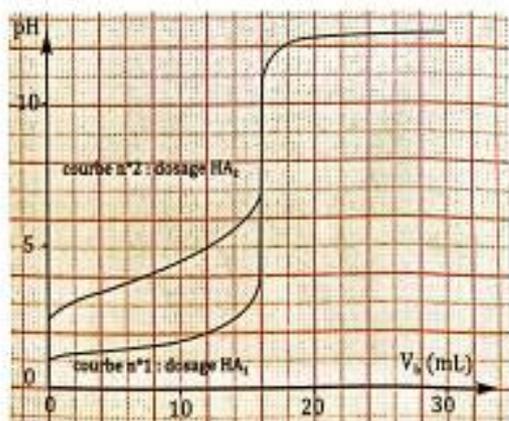
Indicateur coloré	jaune d'alizarine	phé-nolph-taléine	Bleu de bromo-thymol	Vert de bromo-crésol	hélian-thine	Bleu de thymol	Violet cristal-lin
En milieu acide	jaune	incolore	jaune	jaune	rouge	rouge	vert
Zone de virage	10,1 à 12,1	8,2 à 10,0	6,0 à 7,6	3,8 à 5,4	3,1 à 4,4	1,5 à 2,5	0 à 2,0
En milieu basique	rouge	rouge	bleu	bleu	jaune	jaune	violet

Situations d'évaluation

11 Lors d'une séance de travaux dirigés, ton professeur de Physique-Chimie demande à la classe de résoudre un exercice de chimie concernant les dosages acido-basiques. Dans l'exercice, on propose deux acides : l'acide chlorhydrique et l'acide benzoïque dont les concentrations molaires volumiques et le pK_A du couple dont appartient l'acide benzoïque sont à déterminer.

Il est indiqué qu'on procède au dosage d'un volume $V_A = 20$ mL de chaque solution d'acide par une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

Tu te proposes de résoudre l'exercice.



1- Indique la courbe qui correspond au :

1.1- dosage de l'acide chlorhydrique par la soude ;

1.2- dosage de l'acide benzoïque par la soude.

2- Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique qui a lieu lors :

2.1- du dosage de l'acide chlorhydrique par la soude ;

2.1- du dosage de l'acide benzoïque par la soude.

3- Détermine :

3.1- les coordonnées du point d'équivalence des deux (2) dosages sur les courbes.

3.2- les concentrations molaires C_{A1} et C_{A2} de chacun des deux (2) acides.

4- Détermine graphiquement la valeur du pK_A du couple acide benzoïque/ion benzoate.

15 Au cours d'une séance de travaux pratiques, le Professeur de Physique-Chimie choisit ton groupe pour effectuer le dosage du vinaigre.

Le vinaigre est une solution d'acide éthanoïque $C_2H_4O_2$.

La concentration en acide du vinaigre étant très grande ; vous diluez 10 fois le vinaigre et vous obtenez 100 mL d'une solution S_a de vinaigre diluée .

Vous dosez ensuite un volume $V_a = 20$ mL du vinaigre par de la soude de concentration molaire $C_b = 10^{-1}$ mol.L⁻¹. Le volume à l'équivalence $V_{bf} = 21,4$ mL.

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

Indicateur coloré	Teinte de la forme acide	Zone de virage	Teinte de la forme basique
Hélianthine	Rouge	$3,1 < pH < 4,4$	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	$6,0 < pH < 7,6$	Bleu
Phénolphthaléine	Incolore	$8,0 < pH < 10$	Rose

- Le degré d'un vinaigre est égal à la masse d'acide éthanoïque dans 100 mL de vinaigre. Tu es désigné (e) pour exploiter vos résultats.

- Décris le mode opératoire de la dilution, en indiquant le nom et la contenance de la verrerie utilisée.
- Ecris l'équation-bilan de la réaction chimique de dosage.
- Détermine :
 - la concentration molaire C_a du vinaigre dilué ;
 - la concentration molaire C du vinaigre non dilué ;
 - la concentration massique du vinaigre en acide éthanoïque ;
- Détermine le degré du vinaigre.

VI- RENDEZ-VOUS DES CURIUEUX

L'industrie laitière utilise le degré Dornic pour quantifier l'acidité d'un lait. Cette unité doit son nom à Pierre Dornic (1864-1933), ingénieur agronome français. Un degré Dornic (1°D) correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait.

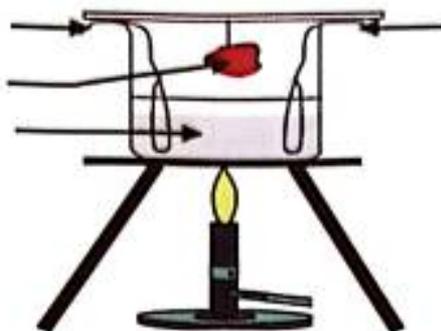
Pour être considéré comme frais, un lait doit avoir une acidité inférieure ou égale à 18°D. Entre 18°D et 40°D, le lait caille (il «tourne») lorsqu'on le chauffe ; c'est la caséine qui floccule. Au-delà de 40°D, il caille à température ambiante. Les yaourts ont une acidité Dornic généralement comprise entre 80°D et 100°D.



Pierre Dornic (1864 - 1933) , chimiste et ingénieur agronome français

PLANCHES

LEÇON 1 : LES ALCOOLS

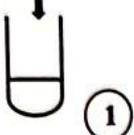
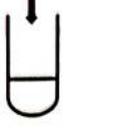
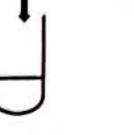
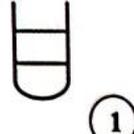
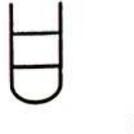
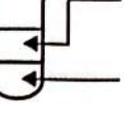


	Alcool primaire (1)	Alcool secondaire (2)	Alcool tertiaire (3)
	0,2 mL d'eau + 0,2 mL de solution oxydante versé dans 0,2 mL de l'alcool testé		
Oxydation			
Addition de 0,2 mL d'hexane			

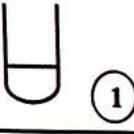
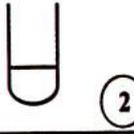
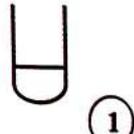
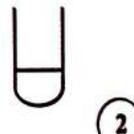
Oxydation ménagée des alcools avec oxydant en défaut

	Test sur un prélèvement de la solution organique		
Réactif de Schiff			
2,4-D.N.P.H			
Conclusion	Alcool oxydé En aldéhyde	Alcool oxydé En cétone	Alcool Non oxydé

Produit de l'oxydation avec oxydant en défaut

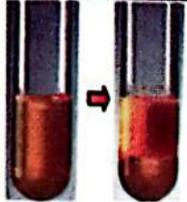
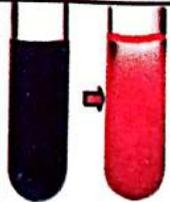
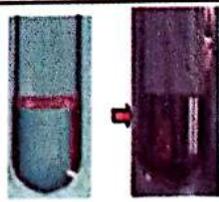
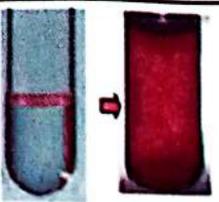
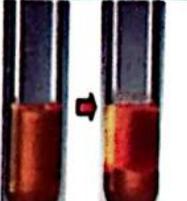
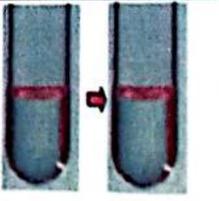
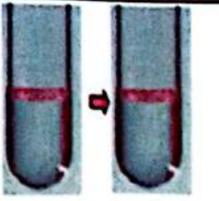
	Alcool primaire (1)	Alcool secondaire (2)	Alcool tertiaire (3)
	0,2 mL d'eau + 0,2 mL de solution oxydante versé dans 0,2 mL de l'alcool testé		
Oxydation			
Addition de 0,2 mL d'hexane			

Oxydation ménagée des alcools avec oxydant en excès

Test sur un prélèvement de la solution organique			
Réactif de Schiff			
2,4-D.N.P.H			
Conclusion	Alcool oxydé en Acide carboxylique	Alcool oxydé En cétone	Alcool Non oxydé

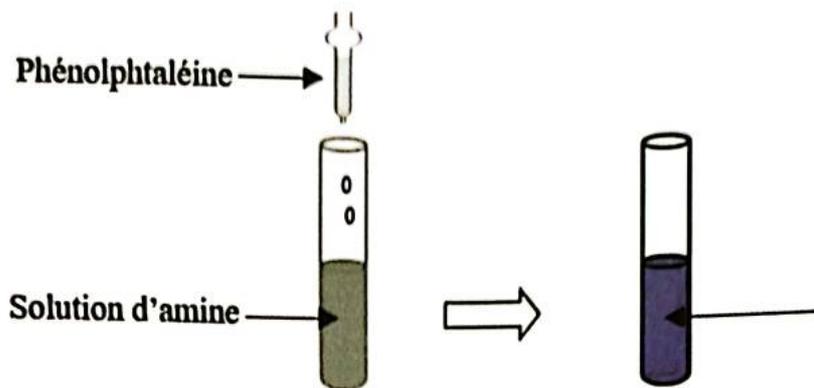
Produit de l'oxydation avec oxydant en excès

LEÇON 2 : COMPOSÉS CARBONYLÉS : ALDEHYDES ET CÉTONES

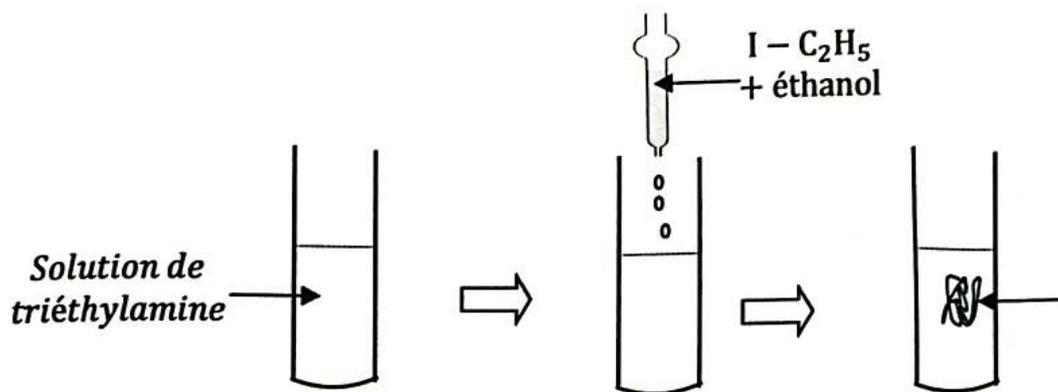
	2,4-D.N.P.H	Ligueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Aldéhyde				
Cétone				

Tests caractéristiques des aldéhydes et des cétones

LEÇON 3 : LES AMINES

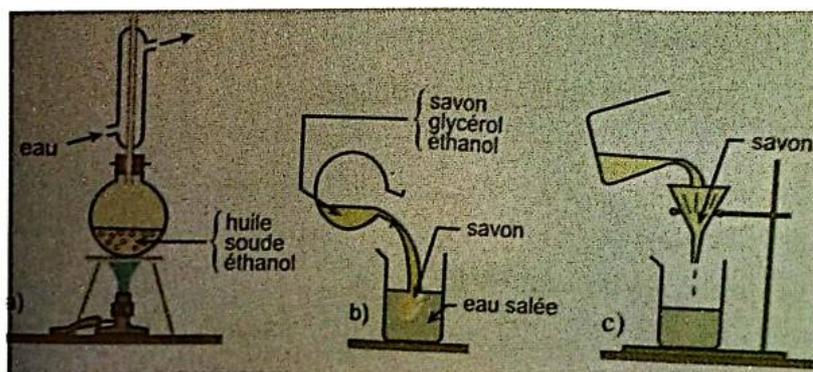


Action des indicateurs colorés sur une amine

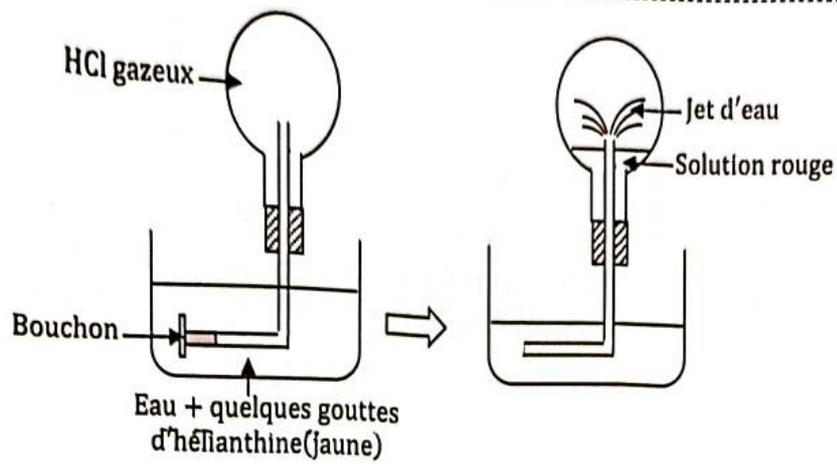


Réaction de Hofmann

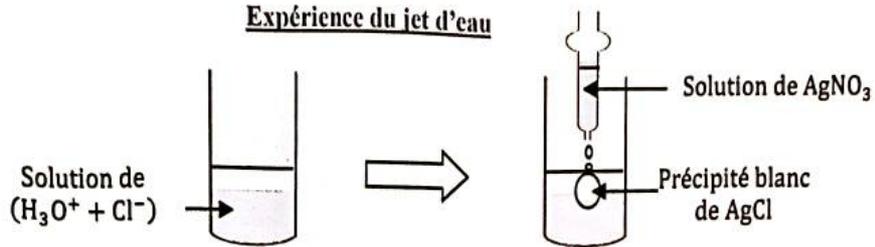
LEÇON 5 : : FABRICATION D'UN SAVON



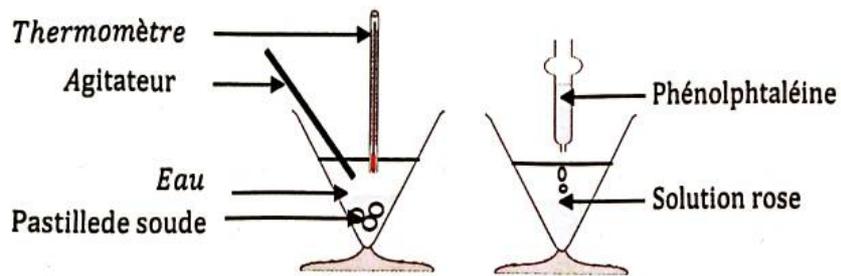
Préparation d'un savon



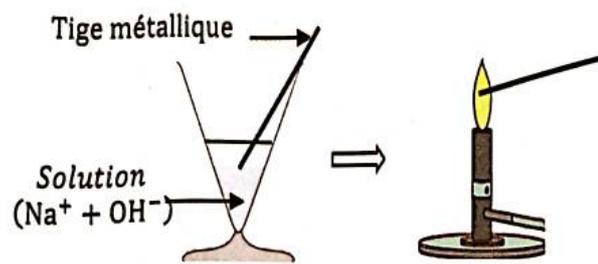
Expérience du jet d'eau



Caractère ionique de la dissolution de HCl

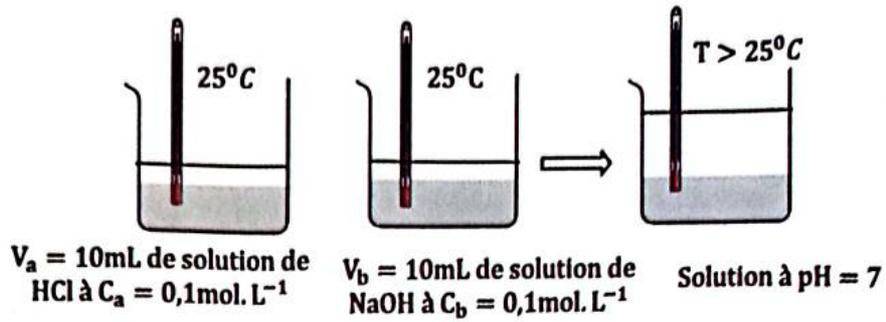


Dissolution de la soude dans l'eau

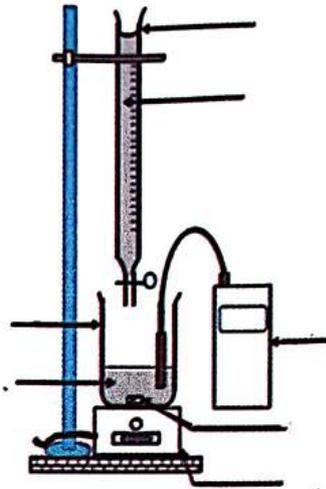


Caractère basique de la dissolution de NaOH

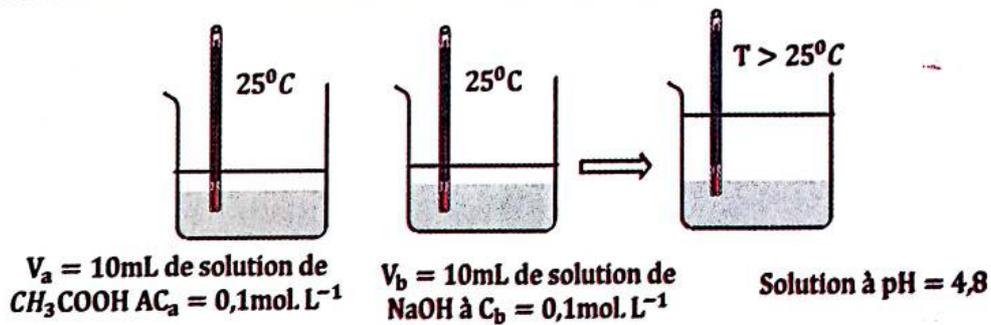
LEÇON 11 : RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES-SOLUTIONS TAMPONS



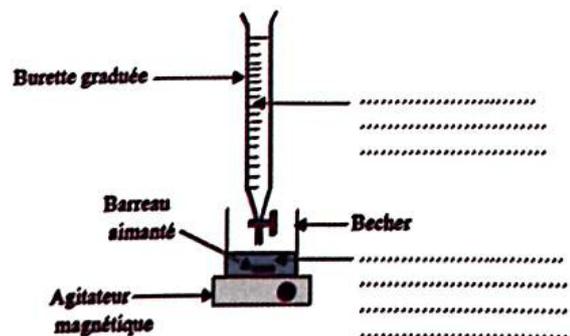
Réaction entre HCl et NaOH



Dosage PH-métrique



Réaction entre un acide faible et une base forte



Dosage colorimétrique

DANS LA MÊME COLLECTION

