



THÈME: CHIMIE ORGANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : LES ALCOOLS

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Les élèves de la Tle D d'un lycée moderne effectuent une sortie dans une Brasserie. Ils découvrent des méthodes industrielles de préparation de boissons alcoolisées. Très impressionnés, ils décident, de retour en classe, de connaître la formule générale des alcools, d'indiquer quelques méthodes de préparation d'un alcool et d'écrire les équation-bilans de quelques réactions chimiques des alcools.

II. CONTENU DE LA LECON

1- DEFINITION ET NOMENCLATURE

1.1 Définition

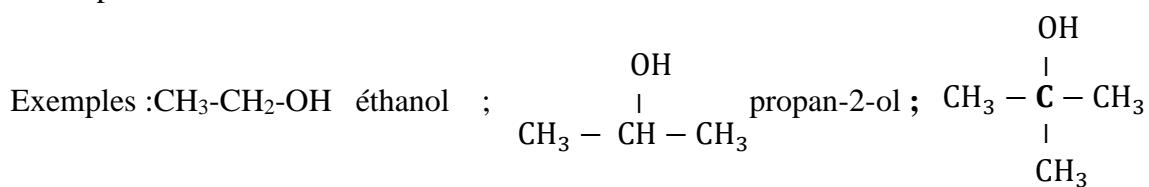
Un alcool est un composé organique qui possède un **groupe hydroxyle** (**-OH**) fixé sur un atome de carbone tétraédrique. Le carbone qui porte le groupe hydroxyle est appelé carbone fonctionnel.

La **formule générale** des alcools est : **R-OH** avec R groupement alkyle.

La **formule générale brute** est : **C_nH_{2n+2}O** avec (n≥ 1).

1.2 Nomenclature

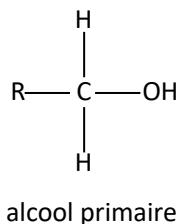
On nomme un alcool en remplaçant le « e » final du nom de l'alcane correspondant par le suffixe « **ol** », précédé de l'indice de position du groupe hydroxyle. Le carbone fonctionnel étant affecté du plus petit indice possible.



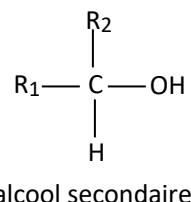
2-méthylpropan-2-ol

2- LES 3 CLASSES D'ALCOOL

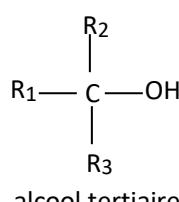
Les alcools, regroupés en trois classes, se distinguent par le nombre de groupements alkyles que porte le carbone fonctionnel.



alcool primaire



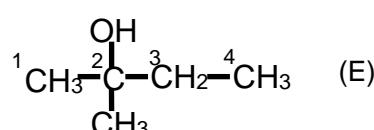
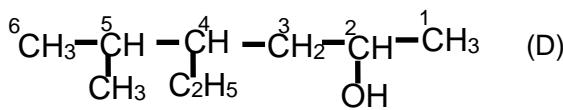
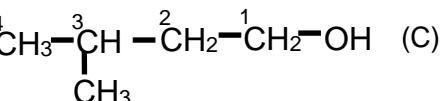
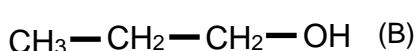
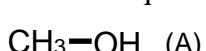
alcool secondaire



Rg
alcool tortiaire

Exercice d'application 1

Nomme chaque alcool et précise sa classe.



Solution

- (A) : Methanol (Alcool primaire); (B) : Propan-1-ol (Alcool primaire); (C) : 3-méthylbutan-1-ol (Alcool primaire); (D) : 4-éthyl-5-méthylhexan-2-ol (Alcool secondaire); (E) : 2-méthylbutan-2-ol (Alcool tertiaire)

3- METHODE DE PREPARATION DES ALCOOLS

3.1 Par fermentation des jus sucrés

La fermentation du glucose ($C_6H_{12}O_6$) en présence d'enzymes donne l'éthanol.

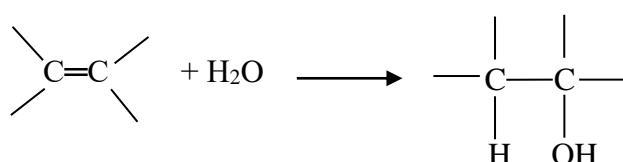


Un **sucre fermentescible** est un sucre qui peut fermenter sous l'action des levures, et donc de produire de l'alcool. Exemple : Le glucose, le saccharose et le fructose sont des sucres fermentescibles.

Un **sucrenon fermentescible** est un sucre non susceptible de fermenter sous l'action des levures. Exemples : le lactose dans le lait, l'amidon, le sorbitol...

3.2 Par hydratation des alcènes

L'hydratation d'un alcène conduit à un alcool.



L'hydrogène se fixe sur le carbone le plus hydrogéné. C'est la règle de Markovnikov.

Enoncé de la règle de Markovnikov.

Lors de l'addition d'un composé du type H – X sur une double liaison carbone-carbone, l'atome d'hydrogène du composé s'attache à l'atome de carbone de la liaison double qui porte le plus d'atomes d'hydrogène.

On note que pour la formule de l'eau est de la forme H – X avec X = OH.

Exercice d'application 2

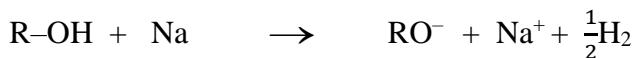
Nomme le produit majoritaire par hydratation du propène.

Solution : Le propan-2-ol

4- PROPRIETES CHIMIQUES DES ALCOOLS

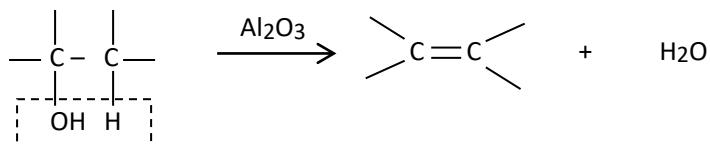
4.1 Réaction avec le sodium

L'alcool réagit avec le sodium pour donner l'ion alcoolate.



4.2 Déshydratation d'un alcool

- La déshydratation intramoléculaire conduit à un alcène. Elle se fait en milieu acide (sulfurique).

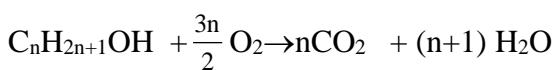


Al₂O₃ : alumine

- La déshydratation intermoléculaire conduit à un étheroxyde



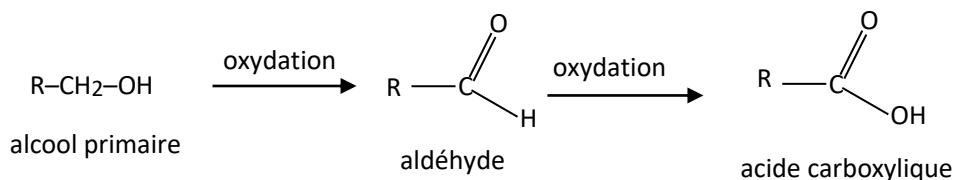
4.3 Combustion des alcools



4.4 Oxydation ménagée des alcools

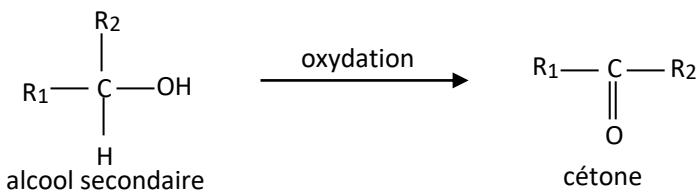
4.4.1 Cas des alcools primaires

Un alcool primaire s'oxyde pour donner un aldéhyde si l'oxydant est en défaut ou un acide carboxylique si l'oxydant est en excès.



4.4.2 Cas des alcools secondaires

Ils sont oxydables en cétone.



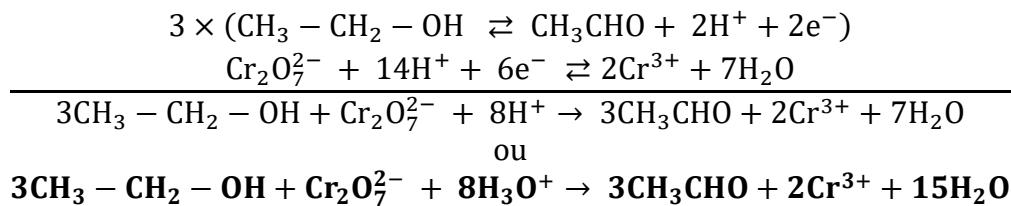
4.4.3 Cas des alcools tertiaires

Les alcools tertiaires ne sont pas oxydables.

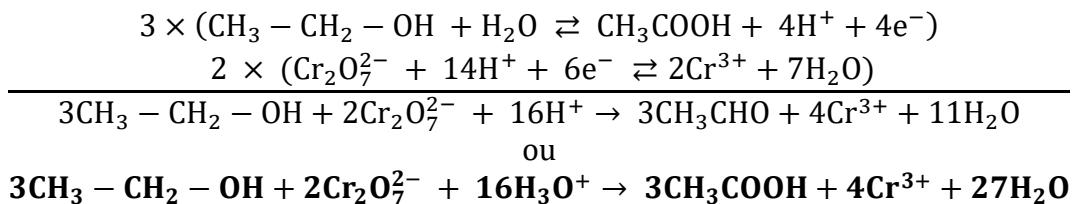
4.4.4 Équation –bilans

- Équation –bilan de la réaction de l'oxydation de l'éthanol par une solution de dichromate de potassium en défaut

L'oxydation de l'éthanol en milieu acide donne l'éthanal. C'est une réaction d'oxydoréduction en milieu acide. Equation bilan de la réaction est :

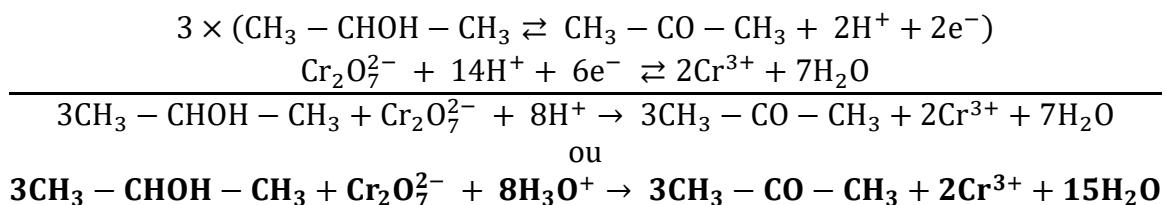


- Équation –bilan de la réaction de l'oxydation de l'éthanol par une solution de dichromate de potassium en excès.



- Équation –bilan de la réaction de l'oxydation du propan-2-ol par une solution de dichromate de potassium

L'oxydation du propan-2-ol en milieu acide donne la propanone.



Exercice d'application 3 :

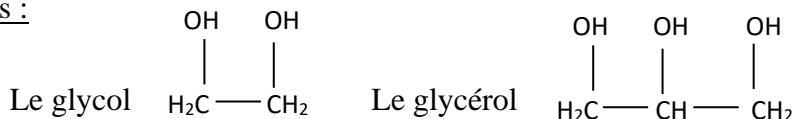
Écris l'équation –bilan de l'oxydation en milieu acide du méthanal par le permanganate de potassium.

Solution: $5\text{HCHO} + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 5\text{HCOOH} + 2\text{Mn}^{2+} + 9\text{H}_2\text{O}$

1.5 Les polyols

Les polyols ou polyalcools sont des alcools présentant plusieurs groupes d'hydroxyles dans leurs structures.

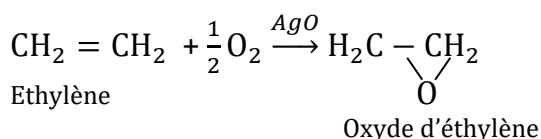
Exemples :



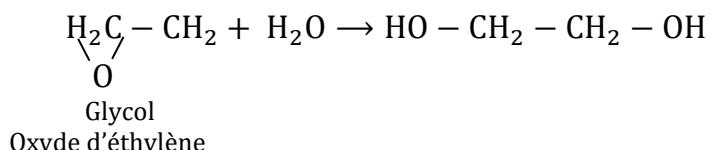
Méthode de préparation du glycol (éthane-1,2-diol)

Le glycol se prépare en deux étapes :

- 1^{ère} étape : oxydation de l'éthylène par le dioxygène de l'air. On obtient l'oxyde d'éthylène.



- 2^{ème} étape : hydratation de l'oxyde d'éthylène pour obtenir le glycol.



SITUATION D'EVALUATION

Au cours d'une séance de TP de Chimie, un groupe d'élèves de la Terminale D₂ d'un Lycée moderne dispose d'un flacon contenant un alcool A de masse molaire $M = 74 \text{ g/mol}$.

Il veut déterminer la formule semi-développée et le nom de cet alcool.

Pour cela, il réalise l'oxydation ménagée de A par une solution acidifiée de permanganate de potassium en excès et obtient un composé B qui fait virer le bleu de bromothymol au jaune. Le composé B a une chaîne carbonée ramifiée. On donne : MnO_4^- / Mn^{2+}

Il te sollecite :

1. Donne :
 - 1.1. la fonction chimique de B ;
 - 1.2. la classe de l'alcool A ;
 - 1.3. la formule brute générale d'un alcool comportant n atomes de carbone ;
 - 1.4. le groupe fonctionnel d'un alcool.
 2. Vérifie que la formule brute de A est $C_4H_{10}O$.
 3. Ecris:
 - 3.1. les formules semi-développées possibles et les noms des isomères de A.
 - 3.2. la formule semi-développée du composé B.
 4. Déduis-en :
 - 4.1. la formule semi-développée de l'alcool A ;

4.2. le nom de l'alcool A ;

4.3. l'équation-bilan de l'oxydation ménagée de l'alcool par l'ion permanganate.

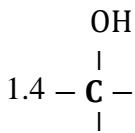
Solution

1.

1.1 B est un acide carboxylique

1.2 A est un alcool primaire

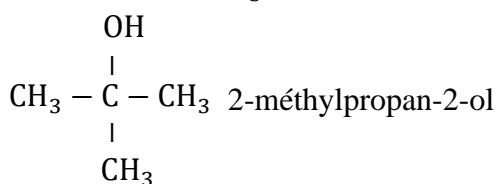
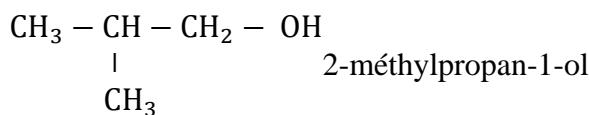
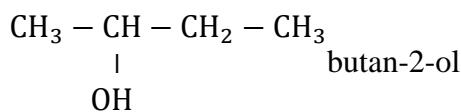
1.3 $C_nH_{2n+2}O$



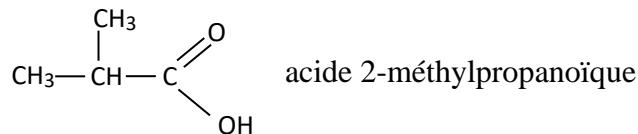
2. $M(A) = 14n + 18 = 74 \Rightarrow n = 4$ soit la formule brute est $C_4H_{10}O$

3.

3.1 $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - OH$ butan-1-ol

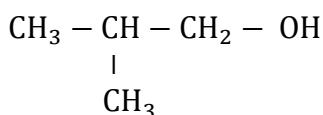


3.2 Le composé B



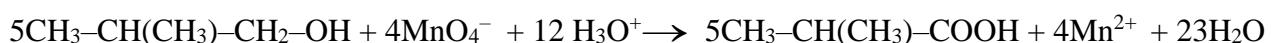
4.

4.1 Formule semi – développée de A



4.2 Le nom de A : 2-méthylpropan-1-ol

4.3 L'équation-bilan de la réaction



III. EXERCICES

Exercice 1

On donne un alcool A de formule brute C₃H₈O.

Ecris les formules semi-développées, les noms et la classe de chacun des isomères de A.

Solution

CH₃—CH₂—CH₂—OH propan-1-ol ; alcool primaire



Exercice 2

1. Nomme le ou les produit(s) issu(s) des réactions chimiques ci-dessous :

- l'hydratation du but-2-ène en milieu sulfurique ;
- la déshydratation intramoléculaire de l'éthanol en présence de l'alumine ;
- la déshydratation intermoléculaire de l'éthanol ;
- l'action du sodium solide sur l'éthanol.

2. Ecris le nom et la formule semi-développée du composé organique obtenu des réactions chimiques ci-dessous :

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

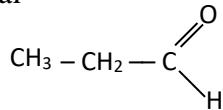
Solution

1.

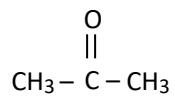
- Butan-2-ol
- Ethylène
- Oxyde de diéthyle
- Éthanolate de sodium et dihydrogène

2.

propanal



propanone



Exercice 3

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

1. Calcule la masse molaire de X

2. Montre que la formule de X est C₄H₁₀O.

Solution

1. La masse de X est $M = \frac{1600}{\%O} = 74\text{g.mol}^{-1}$

2. Formule brute de X : $M(C_nH_{2n+2}O) = 14n + 18 = 74$, $n = \frac{74-18}{14} = 4$

D'où la formule brute est $C_4H_{10}O$

Exercice 4

Votre professeur vous amène à étudier une suite de réactions chimiques à partir d'un composé X contenant 85,7% de carbone et 14,3% d'hydrogène. Sa masse molaire moléculaire est $M = 56\text{ g.mol}^{-1}$. L'hydratation de l'isomère ramifié de ce composé conduit à deux produits A et B ; A étant majoritaire. Par oxydation ménagée de B avec une solution de dichromate de potassium en milieu acide, vous obtenez un composé B' qui réagit positivement avec la liqueur de Fehling.

Tu es le rapporteur de la classe.

1. Indique la famille générale 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. Écrisles deux équations-bilans des réactions chimiques qui conduisent aux produits A et B et les noms de A et B.
4. Détermine la nature de B' (famille, nom et formule semi-développée).

Données : C : 12 gmol^{-1} ; H : 1 gmol^{-1}

Solution

1. X est un hydrocarbure.

2.

2.1. Formule brute de X

Soit C_xH_y le composé X.

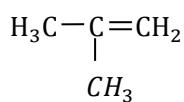
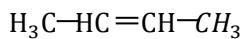
$$x = \frac{56 \times 85,7}{12 \times 100} \cong 4$$

$$y = \frac{56 \times 14,3}{100} = 8$$

D'où la formule C_4H_8

2.2 Famille particulière : X est un alcène

2.3. Formules semi-développées de X



3. Equations-bilans des réactions chimiques qui conduisent aux produits A et B et noms de A et B.



B2-méthylpropan-1-ol

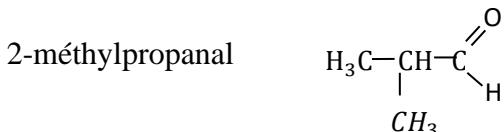


A 2-méthylpropan-2-ol

4. Nature de B' (famille, nom et formule semi-développée).

B' est un aldéhyde.

La formule semi-développée et le nom



Exercice 5

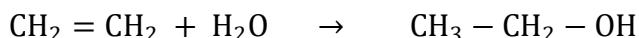
Au cours d'une séance de travaux pratiques, le professeur vous amène à effectuer la réaction entre une solution de dichromate de potassium de concentration molaire volumique $C = 1 \text{ mol. L}^{-1}$ (en défaut) sur 0,20 g d'éthanol en milieu acide. L'éthanol est lui-même obtenu à partir de l'éthylène.

Tu es le rapporteur du groupe. Données : C : 12 gmol^{-1} ; O : 16 gmol^{-1} ; H : 1 gmol^{-1}

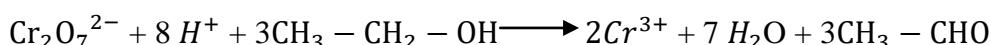
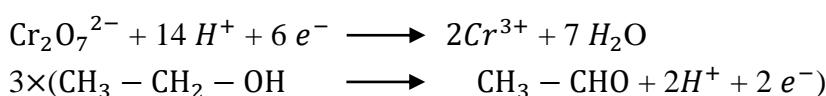
1. Nomme la réaction chimique :
 - 1.1 qui permet d'obtenir l'éthanol à partir de l'éthylène ;
 - 1.2 effectuée par ton groupe.
2. Ecris l'équation-bilan de la réaction :
 - 2.1 de synthèse de l'éthanol à partir de l'éthylène ;
 - 2.2 entre le dichromate de potassium et l'éthanol.
3. Détermine le volume V de la solution de dichromate de potassium utilisée.

Solution

1. Noms des réactions chimiques.
 - 1.1. Hydratation d'un alcène.
 - 1.2. Oxydation ménagée d'un alcool.
2. Equations- bilans des réactions
 - 2.1



2.2.



3. En appliquant le bilan molaire, on obtient :

$$n_{Cr_2O_7^{2-}} = \frac{n_{CH_3CH_2OH}}{3}$$
$$CV = \frac{m_{CH_3CH_2OH}}{3M_{CH_3CH_2OH}}$$
$$V = \frac{m_{CH_3CH_2OH}}{3CM_{CH_3CH_2OH}} = \frac{0,2}{3 \times 1 \times 46} = 1,45 \cdot 10^{-3} L.$$

IV. DOCUMENTATION

Les alcools sont utilisés dans l'industrie chimique comme :

- solvants : l'éthanol, peu toxique, est utilisé dans les parfums et les médicaments ;
- combustibles : le méthanol et l'éthanol peuvent remplacer l'essence et le fioul : leur combustion ne produit pas de fumées toxiques ;
- réactifs : les polyuréthanes, les esters ou les alcènes peuvent être synthétisés à partir des alcools ;
- antigels : la basse température de solidification de certains alcools comme le méthanol et glycol en font de bons antigels.

Source : Wikipédia

Pour des exercices de renforcement

<https://sunudaara.com/>

<https://studylibfr.com/>



THÈME: CHIMIE ORGANIQUE

TITRE DE LA LEÇON

COMPOSÉS CARBONYLÉS : ALDÉHYDES ET CÉTONES

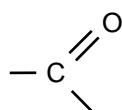
I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Des élèves de la Terminale C du lycée Départemental Abengourou découvrent dans un livre que « les aldéhydes et les cétones ont des propriétés communes mais on peut les distinguer ». Ils souhaitent comprendre ; alors ils décident avec leurs camarades, SOUS LA SUPERVISION DE LEUR PROFESSEUR DE PHYSIQUE-CHIMIE, de connaître les formules générales des aldéhydes et des cétones, la propriété qui les différencie et le test qui leur est commun.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. DÉFINITION D'UN COMPOSÉ CARBONYLE

- ✓ Un composé carbonylé est un composé organique oxygéné comportant le **groupe carbonyle** :



- ✓ Leur **formule brute générale** est $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$, où n est le nombre d'atomes de carbone.
- ✓ Les aldéhydes et les cétones sont des composés carbonylés.

	Aldéhyde	Cétone
Formule générale	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}- \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}_1-\text{C}-\text{R}_2 \end{array}$
	Avec R groupe alkyle ou H	Avec R ₁ et R ₂ sont différents de H

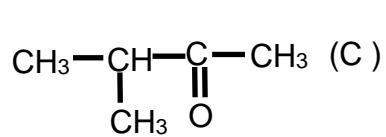
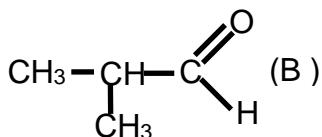
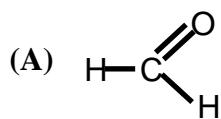
2. NOMENCLATURE DES ALDÉHYDES ET DES CÉTONES

Fonction chimique	Aldéhyde	Cétone
Règle de nomenclature	On nomme un aldéhyde en remplaçant le « e » final du	On nomme une cétone en remplaçant le « e » final du nom de l'alcane correspondant par le

	nom de l'alcane correspondant par le suffixe « al ». Le carbone fonctionnel est affecté de l'indice 1.	suffixe « one » précédé de l'indice de position du carbone fonctionnel. Le carbone fonctionnel est affecté de l'indice le plus faible.
Exemples	Éthanal $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{CH}_3$ Propan-2-one ou propanone
	Propanal $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ Butan-2-one ou butanone

Activité d'application

Nomme les composés ci-dessous



Correction

A : Méthanal;

B : 2-méthylpropanal ;

C : 3-méthylbutan-2-one

3. CARACTÉRISATION DES ALDÉHYDES ET DES CÉTONES

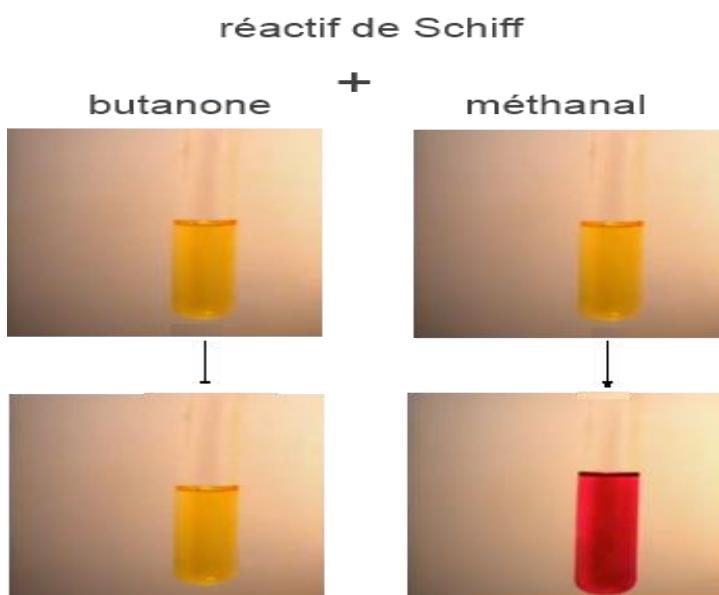
3.1 Propriété commune (Test commun) : test à la Dinitrophénylhydrazine

En présence d'un composé carbonylé (aldéhyde et cétone), la 2,4-dinitrophénhydrazine (2,4-DNPH) donne un **précipité jaune-orangé**.



3.2 Propriétés différenciant les aldéhydes des cétones

3.2.1 Réaction avec le réactif de Schiff



En présence d'un aldéhyde, le réactif de Schiff (incolore) vire au rose.

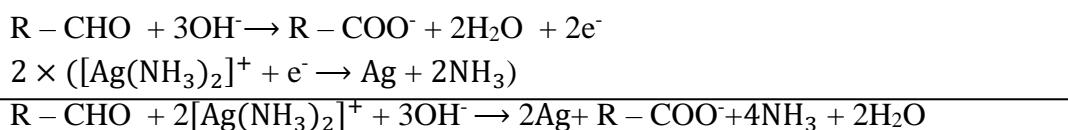
3.2.2 Réduction du nitrate d'argent ammoniacal (ou réactif de Tollens)

Les aldéhydes réduisent le réactif de Tollens.

Au cours cette réaction, en milieu basique, l'aldéhyde est oxydé en ion carboxylate et l'ion diamine argent I (présent dans le réactif de Tollens) est réduit en argent métallique.



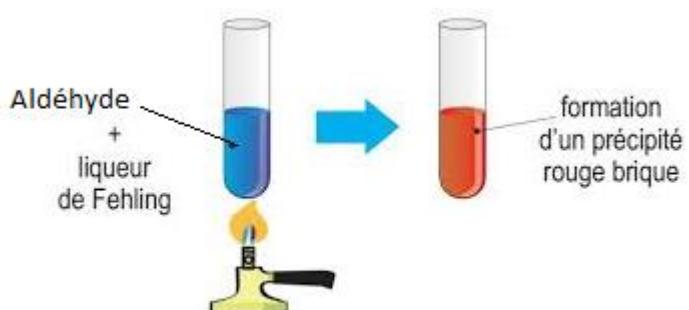
L'équation-bilan de cette oxydo-réduction s'écrit :



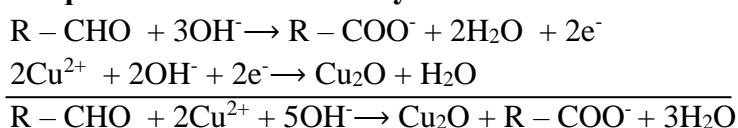
3.2.3 Réduction de la liqueur de Fehling

Les aldéhydes réduisent la liqueur de Fehling.

Au cours de cette réaction, les ions cuivre II (présent dans la liqueur de Fehling) sont réduits en oxyde de cuivre I et l'aldéhyde est oxydé en ion carboxylate.



L'équation-bilan de cette oxydo-réduction s'écrit :



3.2.4 Conclusion

Les aldéhydes sont des réducteurs, ce qui n'est pas le cas des cétones.

Activité d'application

Écris le résultat observé lors de l'action du composé sur chaque réactif.

	2,4- D.N.P.H.	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Aldéhyde				
Cétone				

Correction

	2,4- D.N.P.H.	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Aldéhyde	Précipité jaune orangé	Précipité rouge brique	Miroir d'argent	Coloration rose
Cétone	Précipité jaune orangé	Rien	Rien	Rien

SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de travaux dirigés de chimie, votre Professeur met à votre disposition les résultats des expériences qu'il a réalisé sur un composé oxygéné A de formule brute $C_xH_yO_z$:

Expérience 1 : Une analyse élémentaire montre que sa masse molaire moléculaire est $M(A) = 72 \text{ g/mol}$, qu'il contient en masse 66,7 % de carbone et que sa molécule contient un seul atome d'oxygène ;

Expérience 2 : Ce composé donne un précipité jaune orangé en présence de la 2,4-D.N.P.H ;

Expérience 3 : Ce composé donne un test positif avec la liqueur de Fehling en milieu basique ;

Expérience 4 : Une analyse plus poussée montre que sa chaîne carbonée est linéaire.

Le Professeur vous demande d'écrire l'équation-bilan de la réaction chimique entre le composé A et la liqueur de Fehling.

Données : Cu^{2+}/Cu_2O ; $M(C) = 12 \text{ g/mol}$; $M(H) = 1 \text{ g/mol}$; $M(O) = 16 \text{ g/mol}$.

Donne ta réponse.

1-

1.1. Définis un composé carbonylé.

1.2. Donne le groupe carbonyle.

1.3. Donne la formule brute générale d'un composé carbonylé comportant n atomes de carbone.

2- Expérience 1 et Expérience 2

2.1. Vérifie que A est un composé carbonylé.

2.2. Montre que la formule brute du composé A est C_4H_8O .

3- Expérience 3 et expérience 4.

3.1- Donne la fonction chimique du composé A.

3.2- Écris la formule semi-développée et le nom du composé A

3.3- Précise ce qu'on observe dans le tube à essai après la réaction de l'expérience 3.

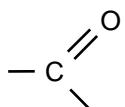
3.4- Écris l'équation-bilan de la réaction entre le composé A et la liqueur de Fehling.

Résolution

1.

1.1. Un composé carbonylé est un composé organique oxygéné comportant le groupe carbonyle.

1.2. Groupe carbonyle :



1.3 formule brute générale d'un composé carbonylé : **C_nH_{2n}O**

1.4

2. EXPÉRIENCE 1 et EXPÉRIENCE 2

2.1. Le composé A donne un précipité jaune orangé en présence de la 2,4-D.N.P.H : le composé est un composé carbonylé.

2.2. Un atome d'oxygène : z = 1 ; x = $\frac{M.\%C}{1200} = \frac{72*66.7}{1200} = 4$;

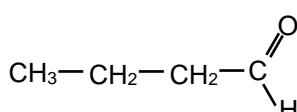
$$y = M - (12.x - 16.z) = 72 - (12 \times 4 + 16 \times 1) = 8$$

D'où la formule brute est C₄H₈O

3. EXPÉRIENCES 3 et 4

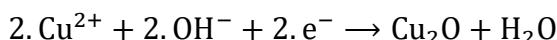
3.1 A est un aldéhyde

3.2 A : butanal

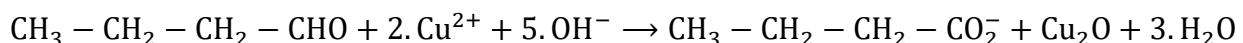


3.3 On observe un précipité rouge brique d'oxyde de cuivre I (Cu₂O).

3.4 Demi-équations électroniques :



Équation-bilan :

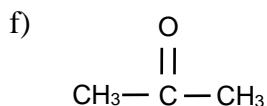


III. EXERCICES

Exercice 1

1. Soient les noms et formules semi-développées des composés ci-dessous :

a) butanal ; b) CH₃-CH₂-CH₂-OH ; c) CH₃-CH₂-CHO ; d) CH₃-CH₂-COOH ; e) butanone ;



Classe chaque lettre correspondant au nom ou à la formule semi-développée du composé dans le tableau ci-dessous.

Composé carbonylé	Aldéhyde	Cétone

2. Associe chaque composé organique à son (ou ses) réactif (s) en cochant la case correspondant à la bonne réponse :

	2,4- D.N.P.H.	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Aldéhyde				
Cétone				

Solution

1.

Composé carbonylé	Aldéhyde	Cétone
a, c, e et f	a et c	e et f

2.

	2,4- D.N.P.H.	Liqueur de Fehling	Réactif de Tollens	Réactif de Schiff
Aldéhyde	X	X	X	X
Cétone	X			

Exercice 2

Écris V pour vrai ou F pour faux devant les affirmations ci-dessous :

1- En présence d'un aldéhyde ou d'une cétone, la 2,4- D.N.P.H donne un précipité jaune-orangé.	
2- Un aldéhyde réduit l'ion permanganate en solution aqueuse acide.	
3- Une cétone réduit l'ion dichromate en solution aqueuse acide.	
4- Un aldéhyde réduit l'ion cuivre II de la liqueur de Fehling en solution aqueuse basique.	
5- Une cétone réduit l'ion diamine argent du réactif de Tollens en solution aqueuse basique	
6- En présence d'une cétone, le réactif de Schiff vire au rose.	

Solution

1- En présence d'un aldéhyde ou d'une cétone, la 2,4- D.N.P.H donne un précipité jaune-orangé.	VRAI
2- Un aldéhyde réduit l'ion permanganate en solution aqueuse acide.	VRAI
3- Une cétone réduit l'ion dichromate en solution aqueuse acide.	FAUX
4- Un aldéhyde réduit l'ion cuivre II de la liqueur de Fehling en solution aqueuse basique.	VRAI
5- Une cétone réduit l'ion diamine argent du réactif de Tollens en solution aqueuse basique	FAUX
6- En présence d'une cétone, le réactif de Schiff vire au rose.	FAUX

Exercice 3

Tu dispose d'un composé carbonylé A de formule brute C₂H₄O.

1. Donne :

1.1. la fonction chimique et le groupe fonctionnel de A ;

1.2. la formule semi-développée et le nom de A ;

2. Précise ce qu'on observe quand on fait réagir A avec :

2.1. une solution de 2,4-DNPH ;

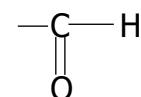
2.2. le réactif de Tollens .

3. Écris l'équation-bilan de la réaction du composé A avec la liqueur de Fehling ($\text{Cu}_2\text{O}/\text{Cu}^{2+}$)

Solution

1. Donnons :

1.1. Fonction chimique : Aldéhyde ; groupe fonctionnel : -CHO ou



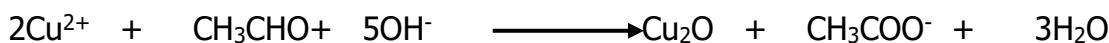
1.2. Formule semi-développée : $\text{CH}_3\text{---C---H}$

2.

2.1. Précipité jaune

2.2. Miroir d'argent ou dépôt d'argent

3. Équation-bilan avec la liqueur de Fehling



Exercice 4

Au laboratoire de Physique-Chimie de ton établissement scolaire, se trouve une bouteille d'alcool saturé A qui porte la mention unique suivante: densité de vapeur par rapport à l'air $d = 2,07$.

Le professeur te demande de définir cet alcool et le produit B de son oxydation ménagée en milieu acide par les ions dichromates $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, sachant que B réagit avec la 2,4-D.N.P.H et possède des propriétés réductrices.

1. Donne la formule générale d'un alcool saturé dont la formule renferme n atomes de carbone.
2. Montre que la formule brute de l'alcool A est $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
3. Détermine la fonction chimique de B.
4. Déduis-en les formules semi-développées et les noms de A et B.

Données : C : 12 gmol^{-1} ; O : 16 gmol^{-1} ; H : 1 gmol^{-1}

Solution

1. Formule générale d'un alcool saturé



2. Formule brute de l'alcool

La masse molaire de A est $M_A = 29d = 60 \text{ gmol}^{-1}$

$$M_A = 12n + 2n + 2 + 16$$

$$60 = 14n + 18$$

$$n = 3$$

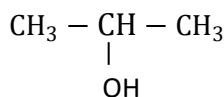
D'où la formule brute $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

3. La fonction chimique de B.

B réagit avec la 2,4-D.N.P.H et possède des propriétés réductrices ; B est un aldéhyde.

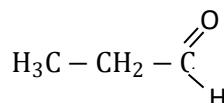
4. Les formules semi-développées et les noms de A et B.

Les formules semi-développées possibles de A sont : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ et



Puisque B est un aldéhyde, alors A est l'alcool primaire de formule $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ nommé propan-1-ol.

B est le Propanal



Exercice 5

Dans le but de déterminer la nature d'un composé organique A, ton groupe de travaux pratiques effectue une série d'expériences.

- Le groupe réalise la combustion complète d'une mole de molécules du composé A ; ce qui fournit 4 moles de molécules de dioxyde de carbone et 4 moles de molécules d'eau.
- Le composé A réagit avec la 2,4-D.N.P.H mais donne un test négatif avec la liqueur de Fehling.

Données : A a pour formule brute $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}$.

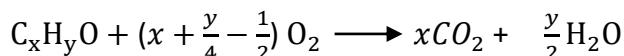
$\text{C} : 12 \text{ gmol}^{-1}$; $\text{O} : 16 \text{ gmol}^{-1}$; $\text{H} : 1 \text{ gmol}^{-1}$

Tu es chargé de donner le résultat du groupe.

1. Écris l'équation-bilan de la réaction de combustion complète du composé A.
2. Montre que la formule brute de A est $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.
3. Détermine la nature (nom et formule semi-développée) de A.

Solution

1. Équations-bilan de la réaction de combustion complète du composé A.



2. Formule brute de A

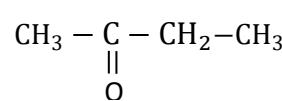
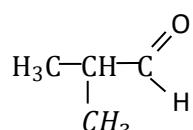
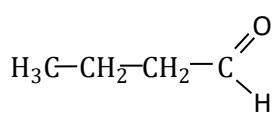
On obtient 4 moles de dioxyde de carbone et 4 moles d'eau.

Donc $x = 4$ et $\frac{y}{2} = 4$. Ce qui donne $y = 8$

D'où A = $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.

3. Nature de A.

Les formules semi-développées possibles de A sont :

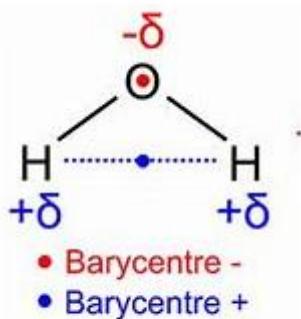


Puisque A ne réduit pas la liqueur de Fehling, c'est une cétone.
Donc A est la butan-1-one ou butanone.

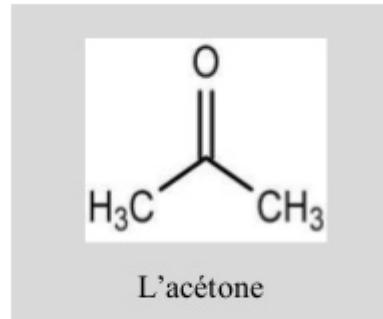
IV DOCUMENTATION

Les composés carbonylés sont des produits d'oxydation ménagée des alcools. Certains sont utilisés comme des solvants. En effet, si les aldéhydes sont trop réactifs pour être utilisés comme solvants, certaines cétones, notamment l'acétone (propan-2-one) et la butan-2-one (ou méthyléthylcétone) sont d'un emploi courant comme solvant polaire aprotique.

Un solvant polaire est un solvant constitué de molécules présentant un moment dipolaire, comme l'eau. Lorsque le solvant a la capacité de libérer un proton (ion H^+), il est qualifié de protique. Dans le cas contraire, il est dit aprotique.



Solvant polaire protique



Solvant polaire aprotique

Pour des exercices de renforcement

<https://guy-chaumeton.pagesperso-orange.fr/scphysiques2010>

Niveau : T CDE

Discipline : PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME : CHIMIE ORGANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : LES AMINES

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Lors d'une conférence organisée par le club scientifique du Lycée Départemental d'Abengourou, les élèves de la Tle D, apprennent que les engrains sont essentiellement composés d'azote, de phosphore et de potassium et que la structure électronique de l'azote lui confère des propriétés particulières conduisant à une famille appelée les amines. Une fois en classe, ces élèves veulent en savoir davantage.

Ils décident sous la supervision de leur professeur, de connaître la formule générale des amines, d'identifier les trois classes d'amines et d'expliquer leur caractère basique.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. DÉFINITION D'UNE AMINE

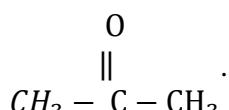
Une amine résulte du remplacement d'un ou plusieurs atomes d'hydrogène dans la molécule d'ammoniac (NH_3) par un ou plusieurs groupements alkyles ou aryles.

Ainsi, les amines saturées ont pour formule brute générale $C_nH_{2n+3}N$.

Activité d'application 1

Tu disposes des formules de composés chimiques ci-dessous.

$$\text{CH}_3\text{-NH}_2, \quad \text{CH}_3\text{-CH}_3, \quad \text{CH}_3\text{-NH-CH}_3, \quad \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3, \quad \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH},$$



Recopie les formules des amines parmi elles

Solution

$\text{CH}_3\text{-NH}_2$ et $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$

2. LES TROIS CLASSES D'AMINE

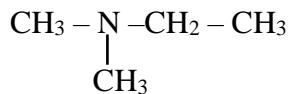
-Amine primaire : R-NH₂

-Amine secondaire : R_1-NH-R_2

-Amine tertiaire : $R_1 - N - R_2$
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad R_3$

Activité d'application 2

Indique la classe des amines de formules suivantes.



- a) $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$, b), c) $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$,
d) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$.

Solution

- a) Amine secondaire, b) amine tertiaire, c) amine secondaire, d) amine primaire.

3. NOMENCLATURE DES AMINES

Première méthode :

- Les amines sont nommées en remplaçant le « e » final de l'alcane dont elles proviennent par « amine » avec indice de position du groupe NH_2 .
- L'atome de carbone lié à l'atome d'azote porte le numéro 1.
- Si l'amine est secondaire ou tertiaire, on énonce les autres groupes devant, précédés de la lettre N ou des lettres N,N.

$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$	méthanamine
$\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH} - \text{CH}_3$	N- méthyléthanamine
$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{N}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	N,N-diméthyléthanamine

Deuxième méthode

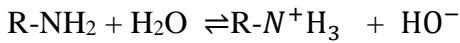
- Les amines primaires sont nommées en alkylamines où le groupe alkyle est la partie liée au groupe NH_2 .
- Si l'amine est secondaire ou tertiaire, on énonce les autres groupes devant, précédés de la lettre N ou des lettres N, N.

$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$	méthylamine
$\text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH} - \text{CH}_3$	N- méthyléthylamine
$\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{N}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	N,N-diméthyléthylamine

4. PROPRIÉTÉS CHIMIQUES DES AMINES

4.1 Caractère basique des amines

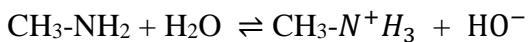
Les amines sont des bases faibles du fait du doublet non liant sur l'atome d'azote.



Activités d'application 3

Écris l'équation-bilan de la réaction de la méthylamine avec l'eau.

Solution



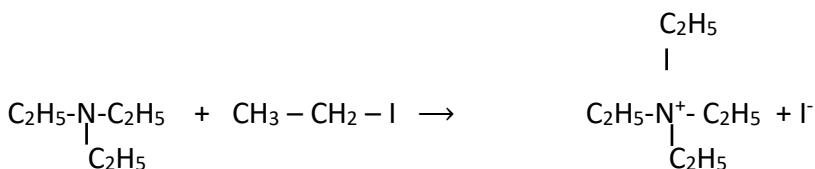
4.2 Caractère nucléophile des amines

Le doublet non liant de l'azote confère aux amines un caractère nucléophile.

*Réaction d'Hofmann (alkylation des amines).

L'azote (centre nucléophile) attaque le carbone (centre électrophile) dans la molécule halogénée R-X (X=I,Br,Cl...).

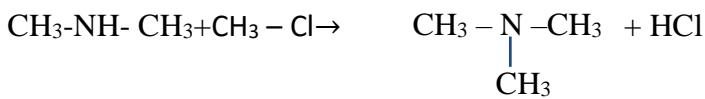
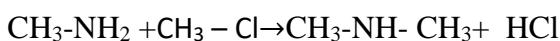
Exemple : L'alkylation de la N,N-diéthyléthylamine.



Activité d'application 4

Écris l'équation-bilan de la réaction de la méthylamine avec le chlorométhane.

Solution



SITUATION D'ÉVALUATION

A la fin de la leçon sur les amines, le Professeur de physique-chimie demande à ses élèves d'identifier une amine primaire saturée B qui contient en masse 23,7% d'azote.

On donne en g/mol : M_H = 1 ; M_C = 12 ; M_N = 14

1- Écris la formule brute générale d'une amine primaire saturée contenant x atomes de carbone

2- Détermine le nombre x d'atomes de carbone

3-

3-1 Écris les formules semi développées possibles de B.

3-2 Nomme-les.

4- Identifie le composé B sachant que sa chaîne carbonée est ramifiée.

Solution

1-Formule brute générale : C_xH_{2x+1}-NH₂

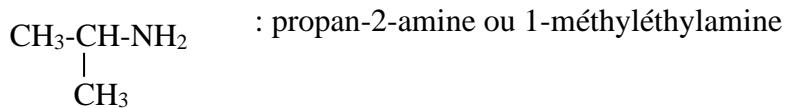
2-Déterminons le nombre x d'atome de carbone :

$$\frac{14}{23,7} = \frac{M_B}{100} \Rightarrow M_B = 59 \text{ g/mol}$$

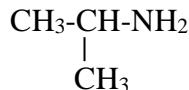
comme $M_B = 14x + 17$ alors $x = 3$

3-1 et 3-2 Formules semi-développées possibles et noms de B :

$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2$: propylamine ou propan-1-amine



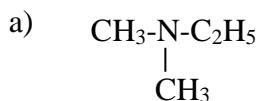
4-Formule semi-développée de B :



III. EXERCICES

Exercice 1

A- Nomme les amines suivantes :



B-Écris la formule semi-développée des amines suivantes :

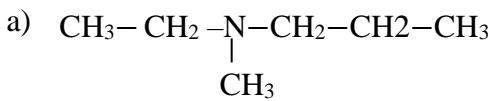
- a) N-éthyl-N-méthylpropanamine
b) N-méthyléthanamine

Solution

A-

- a) N, N-diméthyléthanamine
b) N-méthylpropanamine

B-



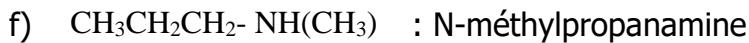
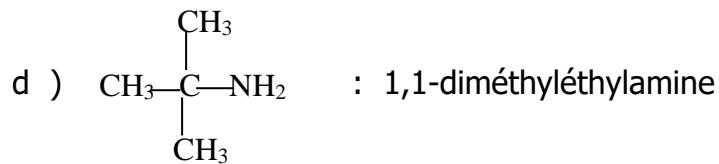
Exercice 2

.Une amine de formule brute $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$:

1. Écris les formules semi-développées possibles ;
2. Nomme-les puis précise leur classe.

Solution

1. Formules semi-développées
 - a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$: Butanamine;
 - b) $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CH-NH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$:Méthylpropanamine



2. Les classes des amines :

Amines primaires : a , b , c , et d

Amines secondaires : e et f

Amine tertiaire : g

Exercice 3

Une amine primaire saturée A de formule $\text{C}_x\text{H}_y\text{N}$ contient 23,7% en masse d'azote.

1.

1.1. Écris la formule générale d'une amine primaire, en exprimant y en fonction de x ;

1.2. Détermine la formule brute de l'amine

2. Donne les formules semi-développées possibles de l'amine A et nomme-les

Solution

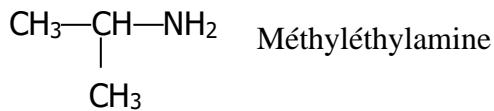
1. $y = 2x + 3$ d'où la formule est $\text{C}_x\text{H}_{2x+3}\text{N}$

1.1.

1.2. La formule brute : $\frac{M}{100} = \frac{14}{\%N}$, $M = \frac{1400}{\%N} = 59,07 \text{ g/mol}$

$$14x + 17 = 59,07 \text{ ou } x = \frac{59,07 - 17}{14} = 3, \text{ on a C}_3\text{H}_9\text{N}$$

2. Les formules semi-développées et noms : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$: propanamine



Exercice 4

Vous disposez dans le laboratoire de chimie de votre établissement un composé organique A de formule brute C₆H₁₅N. Après la leçon sur les amines, le professeur de physique-chimie vous demande en présence du garçon de laboratoire de préparer un composé B : l'iодure de tétraéthylammonium.

Pour cela, il vous demande de faire réagir le composé A avec l'iodeéthane ($\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{I}$).

1 Donne :

- 1-1 la fonction chimique du composé A.
 - 1-2 le nom de la réaction.
 - 1.3 le nom de la propriété mise en jeu dans cette réaction.

2- Écris la formule semi développée du composé A. Nomme-le

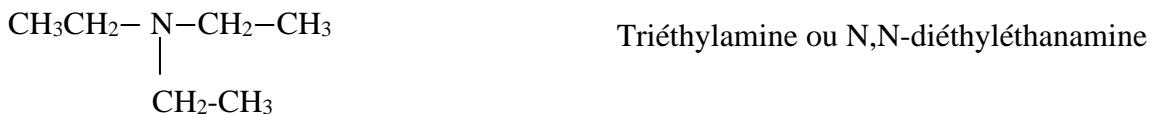
3- Donne sa classe

5- Écris l'équation bilan de la réaction du composé A avec l'iodoéthane

Solution

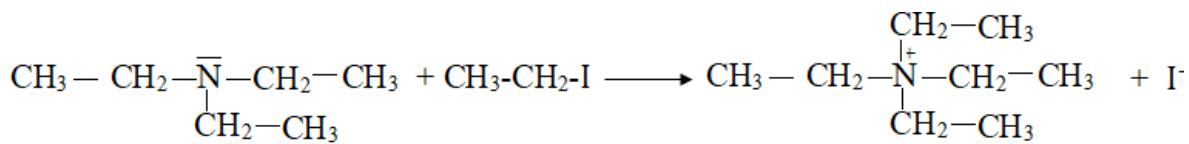
- 1.1- Fonction chimique de A : A est une amine
 - 1.2- Nom de la réaction : réaction d'Hoffmann ou réaction alkylation d'une amine.
 - 1.3- Nom de la propriété : propriété nucléophile des amines.

2-Formule semi-développée et nom de A :



3-Classe de A : amine tertiaire

4-Équation-bilan de la réaction



Exercice 5

En vue de vous faire exploiter les propriétés d'une amine ; ton professeur de Physique-chimie met à la disposition de ton groupe :

-une amine secondaire ;

-l'eau ;

-l'iodoéthane (C_2H_5I).

En outre, il vous informe que l'amine contient en pourcentage massique : %C = 61,02, %H = 15,25.

Données : Masses molaires en g.mol⁻¹ : M(H) = 1 ; M(C) = 12 ; M(N) = 14

En tant que rapporteur, propose la solution du groupe en répondant aux consignes suivantes.

1. Identification de l'amine

1.1. Détermine la formule brute de l'amine.

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

2. Action de l'amine sur l'eau

2.1. Écris l'équation-bilan de la réaction.

2.2. Cite la propriété mise en évidence.

3. Action de l'iodoéthane sur l'amine

3.1. Écris l'équation-bilan de la réaction .

3.2. Cite la propriété la mise en évidence

4. Écris l'équation-bilan de la réaction du produit de la question 3.1 avec l'iodoéthane

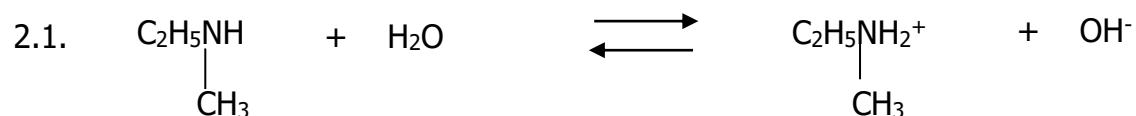
Solution

1.

1.1.La formule brute est $\frac{12x}{\%C} = \frac{2x+3}{\%H}$, %C (2x + 3) = %H.12 , d'où x = 3 on a C_3H_9N

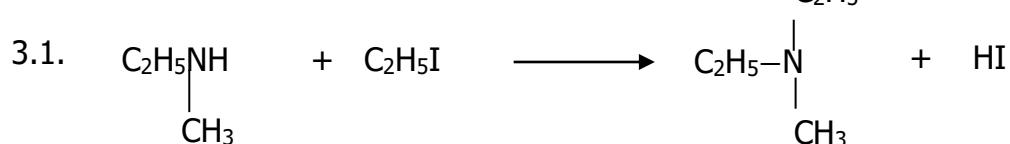
1.2.La formule semi-développée et nom : $CH_3CH_2NHCH_3$: N-méthyléthylamine

2.

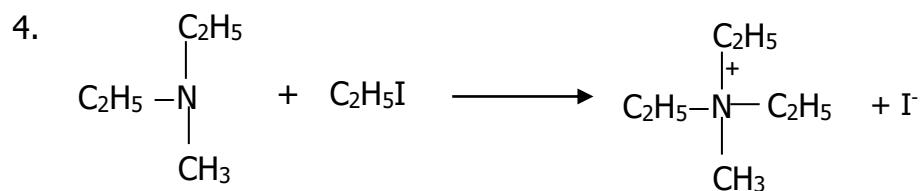


2.2. Propriété basique

3.



3.2. Propriété nucléophile



IV. DOCUMENTS

Les amines sont soit des produits naturels, soit des produits synthétisés utilisés dans l'industrie et en médecine.

Dans la nature, de nombreuses toxines possèdent dans leur molécule une ou plusieurs fonctions amine. Par exemple, la tétradotoxine est présente à l'état naturel chez plusieurs animaux et notamment dans le poisson *tétraodon* (*Poisson globe*). C'est en effet l'un des poisons les plus violents connus.

En médecine, la quinine, présente dans l'écorce de quinquina, a été le premier médicament réellement efficace contre le paludisme. Malheureusement la toxicité du composé limite son champ thérapeutique. On le réserve dans le traitement de certaines formes aigües qui résistent aux autres anti-malariaques. Quant à la morphine, elle est l'un des antalgiques les plus puissants connus.

Dans l'industrie, on utilise les amines comme solvants et matières premières dans la synthèse de colorants et d'insecticides.

Source: www.faidherbe.org



THÈME: CHIMIE ORGANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : ACIDES CARBOXYLIQUES ET DÉRIVÉS

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de Terminale C au Lycée Municipal de Williamsville a appris que le vinaigre contient un acide carboxylique et que les acides carboxyliques sont des intermédiaires importants pour la synthèse de beaucoup de produits.

En classe, il partage cette information avec ses camarades. Ensemble ils décident sous la supervision de leur professeur de nommer les acides carboxyliques et leurs dérivés et d'écrire les équations de passage des acides carboxyliques à leurs dérivés.

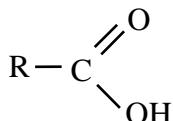
II. CONTENU DE LA LECON

1. LES ACIDES CARBOXYLIQUES

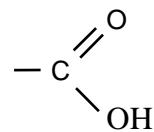
1.1 Définitions

Les acides carboxyliques sont des composés organiques oxygénés de **formule générale**

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



Le **groupement fonctionnel** des acides carboxyliques est



Il est appelé **groupement carboxyle**.

La **formule générale brute** des monoacides carboxyliques est : $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

1.2 Nomenclature

Le nom d'un acide carboxylique s'obtient en faisant suivre le mot « *acide* » du nom de l'hydrocarbure correspondant à la chaîne principale où le « *e* » final est remplacé par la terminaison « *oïque* ».

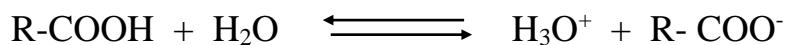
Exemples d'acides carboxyliques

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$ acide propanoïque

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ acide butanoïque

1.3 Propriétés chimiques

Les acides carboxyliques sont des acides faibles.



La réaction d'un acide carboxylique avec l'eau est réversible. La dissociation est donc partielle.

Activité d'application

1. Nomme les acides carboxyliques suivants :



2. L'acide méthanoïque dans l'eau est:

- a. totalement dissocié ;
- b. partiellement dissocié ;
- c. Insoluble.

Recopie la bonne réponse.

Solution

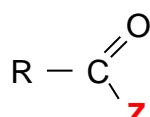
1.

- a) Acide méthanoïque
- b) Acide éthanoïque

2. (b) : L'acide méthanoïque dans l'eau est partiellement dissocié.

2. LES DÉRIVÉS DES ACIDES CARBOXYLIQUES

La formule générale des dérivés des acides carboxyliques est de la forme :



2.1 Fonctions dérivées des acides carboxyliques

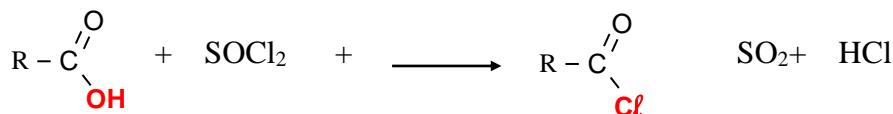
Fonction	chlorure d'acyle	anhydride d'acide	ester	amide
Nature de (Z)	Cl	COO-R'	O - R'	NH ₂
Formule générale structurale	$R - C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow Cl \end{array}$	$R - C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow O \\ \nearrow R' \\ \searrow O \end{array}$	$R - C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow O - R' \end{array}$	$R - C \begin{array}{l} \nearrow O \\ \searrow NH_2 \end{array}$

2.2 Passage d'un acide carboxylique à son dérivé

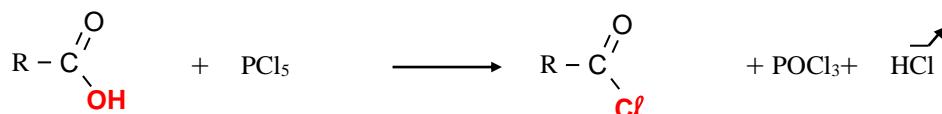
2.2.1 Les chlorures d'acyle ou chlorures d'acide

a) Obtention

- Avec le chlorure de thionyle SOCl₂:



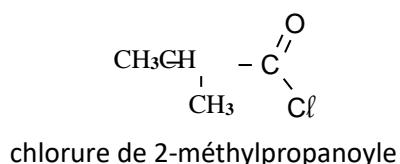
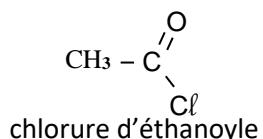
- Avec le pentachlorure de phosphore (PCl₅):



b) Nomenclature

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 ».

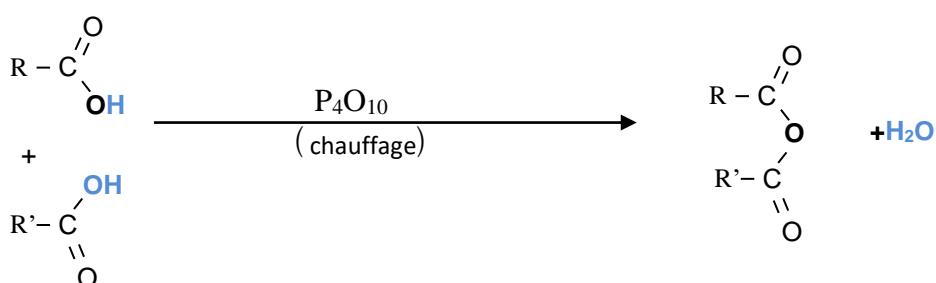
Exemples



2.2.2 Les anhydrides d'acide

a) Obtention

Un anhydride d'acide résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre deux molécules d'acides carboxyliques. Cette déshydratation se fait par simple chauffage et en présence d'un déshydratant énergétique comme le décaoxyde de tétraphosphore (P_4O_{10}) .



b) Nomenclature

Le nom d'un anhydride d'acide s'obtient en remplaçant dans celui de l'acide, le mot « acide » par le mot « anhydride ».

Exemples : $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \underset{\underset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}} - \text{O} - \underset{\underset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}} - \text{CH}_3 \\ \text{anhydride éthanoïque} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\underset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}} - \text{O} - \underset{\underset{\text{O}}{\parallel}}{\text{C}} - \text{CH}_3 \\ \text{anhydride éthanoïque et propanoïque} \end{array}$

2.2.3 Les amides

a) Obtention

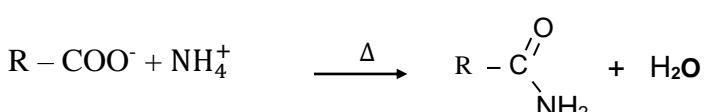
Ils peuvent s'obtenir :

- À partir d'un acide carboxylique et de l'ammoniac

La réaction se déroule en deux étapes et on obtient un amide non substitué.

1^{ère} étape : C'est une simple réaction acide-base qui aboutit à la formation d'un carboxylate d'ammonium. L'équation-bilan est : $R - COOH + NH_3 \rightarrow R - COO^- + NH_4^+$

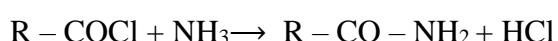
2^e étape : Déshydratation du carboxylate d'ammonium par chauffage :



- A partir d'un chlorure d'acyle et de l'ammoniac

La réaction est rapide, totale et se déroule en une seule étape.

Les équations - bilans s'écrivent :

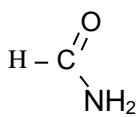


Remarque : Avec les amines primaires et secondaires, on obtient des amides secondaires et tertiaires respectivement.

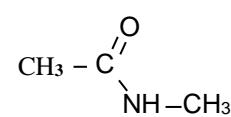
b) Nomenclature

Le nom d'un amide s'obtient en remplaçant le « e » final du nom de l'hydrocarbure correspondant par « **amide** » et précédé de la lettre N avant le nom de chaque substituant de l'atome d'azote.

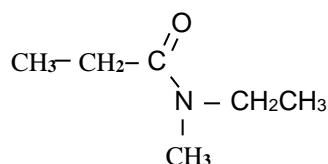
Exemples :



Méthanamide (Amide primaire)



N- méthyléthanamide



N – éthyl - N - méthylpropanamide (Amide tertiaire)

2.2.4 Les esters

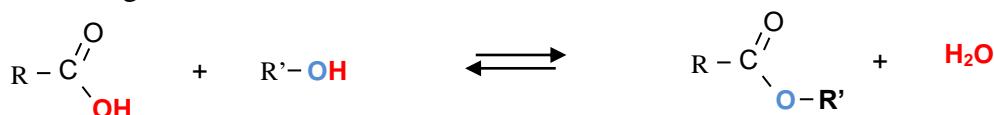
a) Les réactions d'estérification

■ *Estérification directe*

C'est la réaction entre un acide carboxylique et un alcool.

Cette réaction est lente, athermique, réversible et limitée.

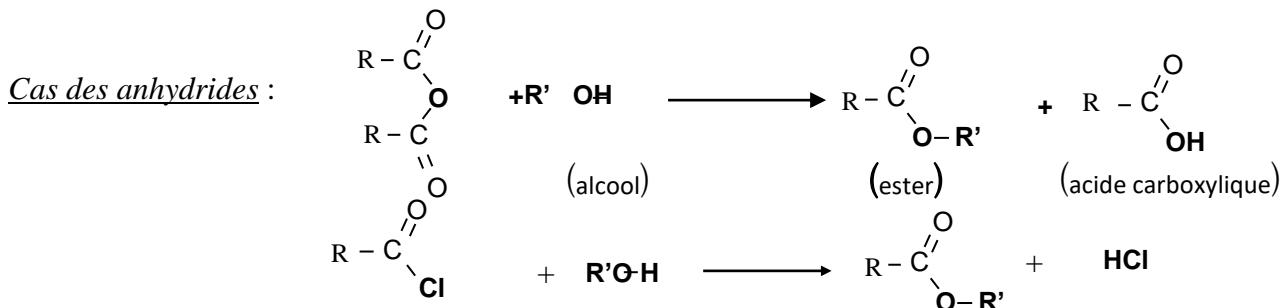
Son équation bilan générale s'écrit :



La réaction inverse de l'estéification directe est appelée **hydrolyse d'un ester**. Elle possède les mêmes caractéristiques que l'estéification directe.

■ *Estérification indirecte*

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



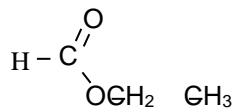
Cas des chlorures d'acyle :

b) Nomenclature

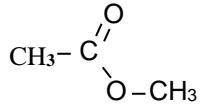
Le nom d'un ester s'obtient à partir de celui de l'acide carboxylique correspondant, en :

- supprimant le mot “acide”
 - remplaçant le suffixe “oïque” par “oate”,
 - ajoutant la préposition « de » ou « d' » suivi du nom du groupe alkyle lié à l’atome d’oxygène.

Exemples



Méthanoate d'éthyle



Éthanoate de méthyle

Activité d'application 2

Complète le tableau suivant relatif aux acides carboxyliques et leurs dérivés.

Fonction	Groupe caractéristique	Exemple	
		Formule semi-développée	Nom

		$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	
			Acide benzoïque
	$-\text{C}(=\text{O})\text{Cl}$		
			Anhydride méthanoïque

Résolution

Fonction	Groupe caractéristique	Exemple	
		Formule semi-développée	Nom
Ester	$-\text{C}(=\text{O})\text{O}-$	$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	Propanoate d'éthyle
Acide carboxylique	$-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$	Acide benzoïque
Chlorure d'acyle	$-\text{C}(=\text{O})\text{Cl}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{C}(=\text{O})}\text{Cl}$	Chlorure de 2-méthylpropanoyle
Anhydride d'acide	$-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-$	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$	Anhydride méthanoïque

SITUATION D'ÉVALUATION

Un ester saturé E de formule chimique $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ contient en masse %O= 31,37% d'oxygène. Lors d'une séance de Travaux Dirigés, ta classe est amenée à étudier cet ester.

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

Étude du composé organique A

Le composé A est soluble dans l'eau. Sa solution aqueuse conduit le courant électrique. L'ajout de quelques gouttes de bleu de bromothymol (B.B.T) dans la solution aqueuse du composé A donne une coloration jaune. A renferme deux atomes de carbone.

Étude du composé organique B

Le composé B subit une oxydation ménagée pour donner un produit organique D qui donne un précipité jaune avec la 2,4-dinitrophénylhydrazine (D.N.P.H), mais ne réagit pas avec la liqueur de Fehling.

Le composé B peut être obtenu par hydratation d'un alcène C. La formule semi développée de l'alcène C est : $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$

Données : Masses molaires atomiques : $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$.

1. Vérifie que l'ester E a pour formule brute : $C_5H_{10}O_2$.

2.

2.1. Étude du composé A

2.1.1. Donne la fonction chimique du composé A.

2.1.2. Donne la formule semi développée et le nom du composé A.

2.2. Étude du composé organique B

2.2.1. Donne les fonctions chimiques des composés B et D.

2.2.2. Donne :

- le nom de l'alcène C ;
- la formule semi développée et le nom du composé B ;
- la formule semi développée et le nom du composé D.

3. Synthèse de l'ester E.

Soit F le chlorure d'acyle dérivant de l'acide éthanoïque.

3.1. Écris la formule semi développée de F.

3.2. L'ester E peut s'obtenir de différentes manières :



3.2.1. Écris les équations-bilans des réactions (1) et (2) en utilisant les formules semi développées des composés A, B et F.

3.2.2. Précise les différences importantes entre les réactions (1) et (2).

3.2.3. Donne la formule semi développée et le nom de E.

Résolution

1. Vérifions que l'ester E a pour formule brute : $C_5H_{10}O_2$.

$$\frac{M}{100\%} = \frac{32}{31,37\%} \rightarrow M = \frac{32 \times 100}{31,37} = 102 \text{ g/mol}$$

$$\text{Or } M = 14n + 32 \text{ donc } n = \frac{102 - 32}{14} = 5$$

D'où E : $C_5H_{10}O_2$

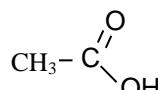
2.

2.1. Étude du composé organique A

2.1.1. A est un acide carboxylique.

2.1.2. Formule semi-développée de A :

Nom : acide éthanoïque



2.2. Étude du composé organique B

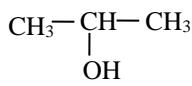
2.2.1. B est un alcool (secondaire).

D est une cétone.

2.2.2.

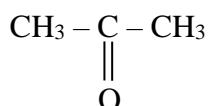
d) C : propène

e) Formule semi développée de B :



Nom: propan-2-ol

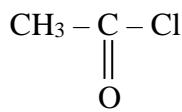
f) Formule semi développée de D :



Nom: propanone

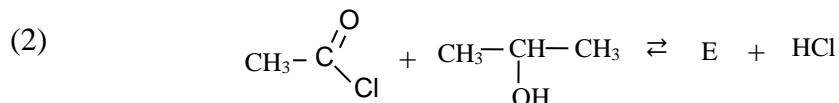
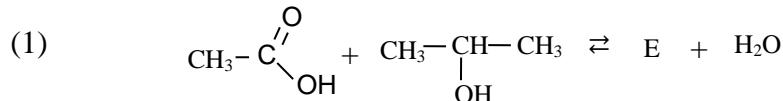
3. Synthèse de l'ester E.

3.1. Formule semi développée de F :



3.2.

3.2.1 Les équations bilans :

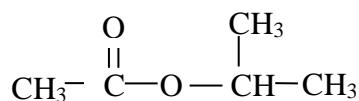


3.2.2 Les différences importantes entre les réactions (1) et (2) sont :

(1) est lente limitée et athermique.

(2) est rapide totale et exothermique.

3.2.3 La formule semi développée de E est :



Nom: éthanoate de méthyl-éthyle ou d'isopropyle

III. EXERCICES

Exercice 1

Complète le tableau ci-dessous :

Nom	Fonction chimique	Formule semi développée	Groupe fonctionnel
acide chloroéthanoïque			
		C ₆ H ₅ -COCl	
anhydride 2-méthylpropanoïque			
		CH ₃ -CH ₂ -CONH-C ₂ H ₅	
méthanoate de 1-méthylethyle			
		CH ₃ - CH(C ₂ H ₅) - COOH	

Solution :

Nom	Fonction chimique	Formule semi développée	Groupe fonctionnel
acide chloroéthanoïque	Acide carboxylique	ClCH₂COOH	-COOH
		C ₆ H ₅ -COCl	
anhydride 2-méthylpropanoïque	Anhydride d'acide	CH₃CH(CH₃)CO-O-CO(CH₃)CHCH₃	-CO-O-OC-
N-ethylpropanamide	Amide	CH ₃ -CH ₂ -CONH-C ₂ H ₅	-CO-N-
méthanoate de 1-méthylethyle	Ester	HCOO-CH(CH₃)₂	-COO-
Acide 2-éthylpropanoïque	acide carboxylique	<i>CH₃ - CH(C₂H₅) - COOH</i>	-COOH

Exercice 2

Tu fais réagir du chlorure de thionyle sur une masse $m = 3\text{g}$ d'acide éthanoïque, tu obtiens un composé organique B.

$$M_C = 12\text{g.mol}^{-1}, M_H = 1\text{g.mol}^{-1}; M_O = 16\text{g.mol}^{-1}, M_{Cl} = 35,5\text{g.mol}^{-1}, V_M = 24\text{L.mol}^{-1}$$

1.

1.1. Donne la fonction chimique et le groupe fonctionnel du composé B.

1.2. Donne la formule semi-développée et le nom du composé B ;

2.

2.1. Écris l'équation-bilan de la réaction conduisant à la formation du composé B.

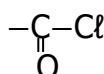
2.2. Calcule le volume du chlorure d'hydrogène qui se dégage.

Solution

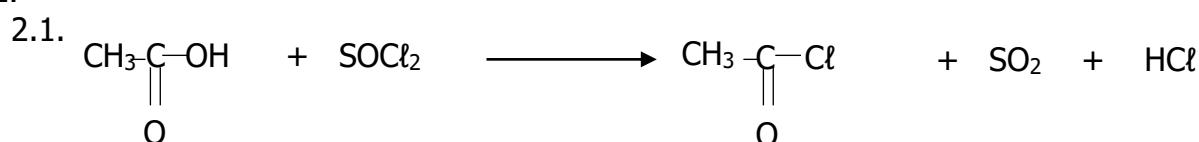
1.

1.1. Fonction chimique : chlorure d'acyle ou d'acide

Groupe fonctionnel :



2.



2.2. Volume du chlorure d'hydrogène dégagé

$$\frac{V_0}{V_m} = \frac{m_A}{M_A} \quad V_0 = 1,2 \text{ L}$$

Exercice 3

Un ester E de masse molaire $M = 116\text{g.mol}^{-1}$, est obtenu à partir d'un alcool secondaire A de formule brute C_3H_8O et d'un acide carboxylique B de formule $C_nH_{2n+1}COOH$.

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

1. Donne la formule semi-développée et le nom de l'alcool A.

2.

2.1. Écris l'équation-bilan de la réaction entre l'alcool A et l'acide carboxylique B ;

2.2. Détermine la formule semi-développée et nom de B.

Solution:

1. $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$: propan-2-ol

2.

2.1.



2.2. $M_E = 14n + 87 = 116$

$n = 2$ atomes de carbones

Sa formule semi-développée est :



Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe souhaite déterminer la formule semi-développée et le nom d'un ester F et d'un alcool A. Sous la supervision de votre professeur de Physique-chimie, ton groupe faire réagir 20g d'un composé D (Chlorure de propanoyle) sur un alcool A (R-OH) pour obtenir 20,4 g d'un composé organique F. Pour information le rendement de la réaction est 92,5%.

Données : $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_Cl = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Tu es sollicité pour faire la rédaction du compte rendu.

1. Donne la fonction chimique, la formule semi-développée du composé D.

2.

2.1. Écris l'équation-bilan de la réaction ;

2.2. Nomme la réaction puis donne ses caractéristiques.

3. Détermine :

3.1. la masse molaire du composé F ;

3.2. la formule semi-développée et le nom de F.

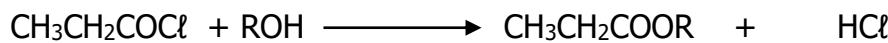
4. Détermine la formule semi-développée et le nom de l'alcool A.

Solution :

1. Fonction chimique : chlorure d'acyle. Formule semi-développée : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COCl}$

2.

2.1.



2.2. Nom de la réaction : estérification indirecte

Caractéristiques : rapide, totale et exothermique

3.

$$3.1. \quad \frac{m_F}{M_F} ;$$

$$3.2. \quad r = \frac{\frac{M_F}{m_D}}{\frac{M_D}{m_D}} \quad M_F = \frac{m_F}{r} \frac{M_D}{m_D} \quad \text{d'où } M_F = 102 \text{ g.mol}^{-1}$$

Ainsi on obtient $n = 2$ atomes de carbone, on a la formule semi-développée suivante :



4. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$: éthanol

Exercice 5

Au cours d'une séance de travaux pratiques, ton groupe de travail désire déterminer la formule semi-développée d'un composé D, puis de l'utilise sous la supervision de leur professeur de physique-chimie pour obtenir les dérivés d'acides carboxyliques. Pour cela, le groupe réalise une série d'expérience :

Expérience 1 : L'oxydation ménagée d'un alcool primaire A de formule $R-\text{CH}_2\text{OH}$ et non ramifiée, donne un composé organique B, qui rosit le réactif de Schiff et B à son tour est transformé en un produit D, qui jaunit le bleu de bromothymol.

Expérience 2 : Il dissout 0,37 g de D dans un litre d'eau ; on prélève $V_a = 50 \text{ mL}$ de cette solution que l'on dose avec une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire volumique $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence acido-basique a lieu quand on a ajouté $V_b = 25 \text{ mL}$.

Expérience 3 : On fait agir du pentachlorure de phosphore PCl_5 sur le composé D, et on obtient un composé organique E. Le composé E réagit avec l'ammoniac pour donner un composé organique F

Tu es choisi par le groupe pour faire la rédaction du compte rendu

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

1. Donne la fonction chimique et le groupe fonctionnel de B et D

2.

2.1. Écris l'équation-bilan de la réaction acido-basique ;

2.2. Détermine la formule brute du composé D ;

2.3. Donne le nom et la formule semi-développée du composé D ;

2.4. Déduis de ces expériences la formule semi-développée et le nom de A.

3.

3.1. Écris l'équation-bilan de la réaction :

3.1.1. Du composé D au composé E ;

3.1.2. Du composé E sur l'ammoniac ;

3.2. Nomme le composé F et précise sa famille chimique

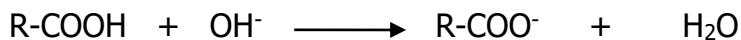
Solution

1. Fonction chimique et groupe fonctionnel de B et D

	Fonction chimique	Groupe fonctionnel
B	Aldéhyde	-CHO
D	Acide carboxylique	-COOH

2.

2.1. équation -bilan de la réaction acido-basique :



2.2.

A l'équivalence acido-basique $C_a V_a = C_b V_{Be}$, la valeur de $C_a = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

$$M = \frac{m}{C_a V_a} = 74 \text{ g.mol}^{-1}, \text{ on pose alors } 14n + 32 = 74 \text{ d'où } n = 3$$

La formule brute est : $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$

2.3. Nom et formule semi-développée de D : $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$: acide propanoïque

3.1.



3.3. Nom : Propanamide , fonction chimique : Amide

IV. DOCUMENTS

Applications des acides carboxyliques

Les acides carboxyliques ont une grande utilité dans le domaine industriel. En effet ils contribuent à la fabrication de peinture mais également de solvants, de shampoing, de bougies, de textiles etc.

Par exemple :

- L'aspirine est l'acide acétylsalicylique.
- L'acide éthanoïque se retrouve dans le vinaigre. Il est l'un des plus importants intermédiaires organiques qui est fabriqué à l'échelle de 5 millions de tonnes par an dans le monde.
- Pendant longtemps, les acides gras supérieurs comme l'acide stéarique ont servi à la confection des bougies. Leurs sels de sodium ou de potassium constituent les savons courants.
- Plus récemment, après réduction en alcools correspondants, ces acides gras sont à la base de la préparation de détergents, notamment les sulfates et sulfonates.
- Les esters des acides moyens ou aromatiques sont employés en parfumerie ; de nombreux produits pharmaceutiques dérivent de l'acide benzoïque ; enfin, divers sels de l'acide acétique ont des usages particuliers : pigments, mordants, antiseptiques.

Exemples d'acides carboxyliques et leur pKa

Nombre de C	Structure	Nom usuel (Acide ...)	Nomenclature (Acide ...)	pK _a
1	HCOOH	formique	méthanoïque	3,77
2	CH ₃ COOH	acétique	éthanoïque	4,76
3	C ₂ H ₅ COOH	propionique	propanoïque	4,88
4	C ₃ H ₇ COOH	butyrique	butanoïque	4,82
5	C ₄ H ₉ COOH	valérique	pentanoïque	4,81
6	C ₅ H ₁₁ COOH	caproïque	hexanoïque	4,85
7	C ₆ H ₁₃ COOH	énanthique	heptanoïque	4,85
8	C ₇ H ₁₅ COOH	caprylique	octanoïque	4,85
9	C ₈ H ₁₇ COOH	pélargonique	nonanoïque	-
10	C ₉ H ₁₉ COOH	caprique	décanoïque	-
12	C ₁₁ H ₂₃ COOH	laurique	dodécanoïque	-
14	C ₁₃ H ₂₇ COOH	myristique	tétradécanoïque	-
16	C ₁₅ H ₃₁ COOH	palmitique	hexadécanoïque	-
18	C ₁₇ H ₃₅ COOH	stéarique	octadécanoïque	-
22	C ₂₁ H ₄₃ COOH	béhénique	doeicosanoïque	-

Pour des exercices de renforcement

<https://csmyopougonkoute.dgem.ci>

Niveau : TCDE

Discipline : PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE



THÈME : CHIMIE ORGANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : FABRICATION D'UN SAVON

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

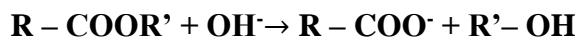
En visite dans une de fabrication de savons, les membres du club de Chimie du Lycée Moderne d'Abengourou dont font partie les élèves de Terminale C observent avec intérêt le procédé d'obtention du savon de lessive. De retour en classe, ces élèves entreprennent, sous la supervision de leur professeur de physique – chimique, de définir la saponification, d'écrire l'équation-bilan de la réaction de saponification et de préparer un savon.

II. CONTENUS DE LA LEÇON

1. Saponification des esters

1.1 Définition et équation-bilan

La **saponification d'un ester** est la réaction de cet ester avec des ions hydroxyde OH⁻ provenant d'une base forte.



1.2 Caractéristiques de la réaction de saponification

La réaction est lente et totale.

2. Triesters ou triglycérides

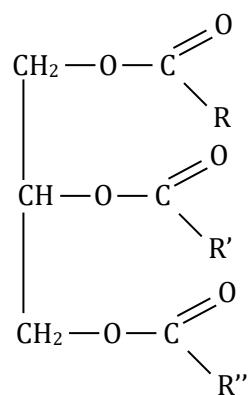
2.1 obtention

Les triesters ou triglycérides :

- font partie des corps gras ;
- sont les constituants des graisses et des huiles ;
- proviennent des acides gras et du propan-1,2,3 triol

ACIDE GRAS	FORMULE
Acide butyrique	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH
Acide palmitique	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ COOH

Formule générale d'un triglycéride

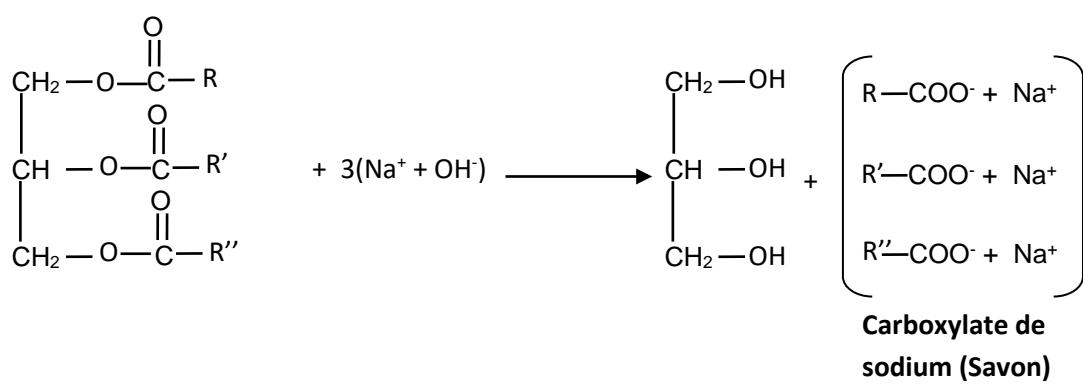


2.1 Exemples de triesters ou glycérides

GLYCÉRIDE	FORMULE SEMI-DÉVELOPPÉE
Butyrine	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\diagdown}{\text{C}}}\text{---}(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\diagdown}{\text{C}}}\text{---}(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\diagdown}{\text{C}}}\text{---}(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3 \end{array} $
Palmitine	$ \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\diagdown}{\text{C}}}\text{---}(\text{CH}_2)_{14}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\diagdown}{\text{C}}}\text{---}(\text{CH}_2)_{14}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_2-\text{O}-\overset{\text{O}}{\underset{\diagdown}{\text{C}}}\text{---}(\text{CH}_2)_{14}-\text{CH}_3 \end{array} $

3. Préparation d'un savon

3.1 Équation-bilan de la réaction



Avec l'huile de palme (contenant la palmitine), on obtient le palmitate de sodium de formule ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COO}^- ; \text{Na}^+$)

3.2 Description de la préparation

Au laboratoire, pour fabriquer un savon, on chauffe à reflux de l'huile additionnée de soude (en solution dans de l'alcool). A la fin du chauffage, le mélange obtenu est versé dans une solution concentrée de chlorure de sodium : le savon, très peu soluble dans ses conditions, précipite. Après filtration et rinçage, on peut vérifier que le solide obtenu a des propriétés détergentes: dissolution de la saleté.

SITUATION D'ÉVALUATION

1. Énoncé

Lors d'une séance de travaux pratiques en classe de Tle, ton groupe est désigné par le professeur pour fabriquer du savon. Il met à votre disposition $m = 100 \text{ g}$ d'huile de table, de la soude, de l'éthanol et le matériel nécessaire.

Donnée : formule de l'acide palmitique : $\text{CH}_3—(\text{CH}_2)_{14}—\text{COOH}$

Étant membre du groupe, tu es chargé de la rédaction du rapport de synthèse.

1- Écris la formule semi-développée du triglycéride formé à partir de l'acide palmitique contenu dans l'huile de table.

2-

2.1- Écris l'équation-bilan de la réaction de saponification du triester précédent par la soude.

2.2- Nomme les produits obtenus.

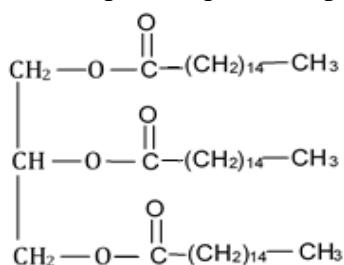
3- Détermine, à partir de la quantité d'huile de table :

3.1- la masse de savon obtenu ;

3.2- la masse de polyalcool obtenu.

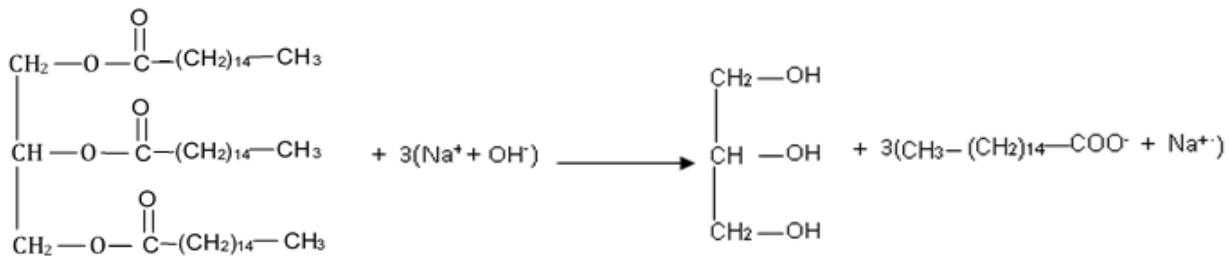
2. Résolution

1. Le triglycéride formé à partir de l'acide palmitique est la palmitine :



2.

2.1 Equation-bilan de la réaction de saponification :



2.2 On obtient le glycérol et le palmitate de sodium (savon) ($\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COO}^- + \text{Na}^+$)

3.

3.1 A partir de l'équation-bilan, on peut écrire : $3n_1$ (huile) = n_s (savon)

$$\text{D'où } m_s = 3 \frac{m_1}{M_1} M_s = 3 \times \frac{100}{366} \times 278 = 227,87 \text{ g}$$

3.2 De même n_1 (huile) = n_a (glycérol) ce qui donne $m_a = \frac{m_1}{M_1} M_a = \frac{100}{366} \times 92 = 25,14 \text{ g}$

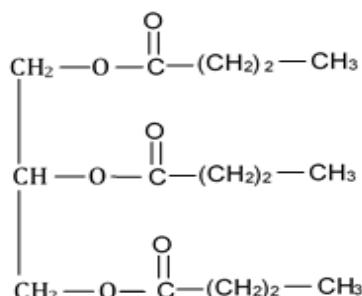
III. EXERCICES

Exercice 1

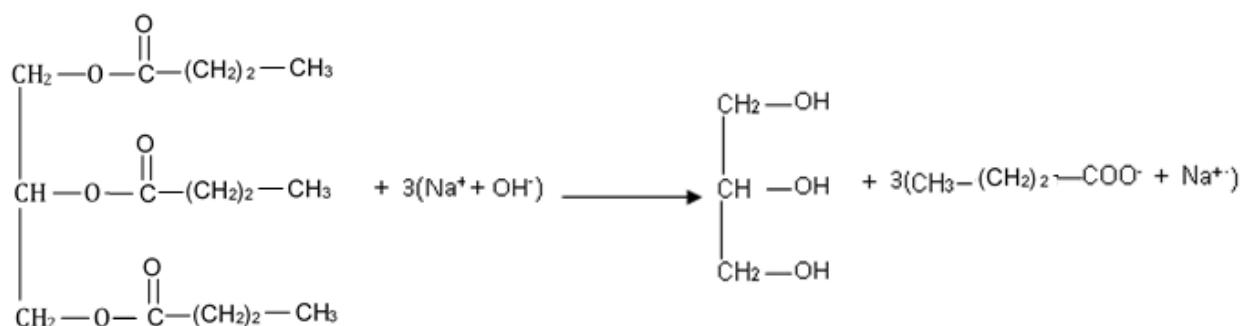
- 1- Écris la formule du triglycéride formé à partir de l'acide butanoïque (ou acide butyrique).
- 2- Écris l'équation-bilan de la saponification du triglycéride précédent par la soude.
- 3- Nomme les produits obtenus.

Solution :

1. Formule de la butyrine



2.



3. Produits : glycérol et butanoate de sodium

Exercice 2

1. Donne les caractéristiques de la réaction de saponification.
2. Écris la saponification de l'acétate d'éthyle par la soude.

Résolution

1. La réaction de saponification est une réaction lente mais totale.
2. $\text{CH}_3\text{-CO-O-CH}_2\text{-CH}_3 + (\text{Na}^+ ; \text{OH}^-) \rightarrow (\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{Na}^+) + \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$

Exercice 3

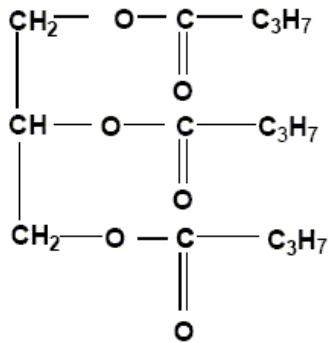
La butyrine est le triester de l'acide butyrique (ou acide butanoïque) et du glycérol.

1. Donne la formule semi-développée :
 - 1.1. du glycérol (propane-1, 2,3-triol) et de l'acide butyrique ;
 - 1.2. de la butyrine.
2.
 - 2.1. Écris l'équation-bilan de la réaction de saponification de la butyrine par la soude ;
 - 2.2. Donne la formule semi-développée du savon obtenu dans cette réaction

Solution

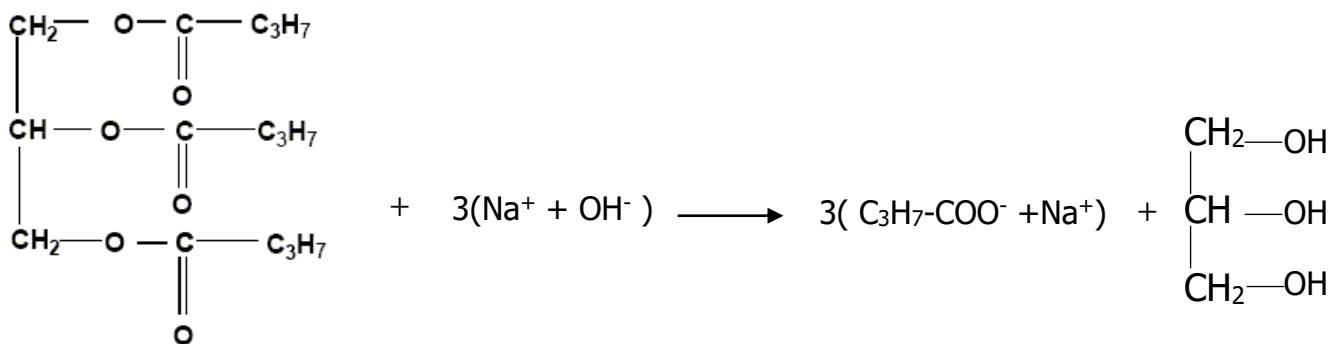
1.
 - 1.1. **Glycerol: HO-CH₂-CHOH-CH₂-OH; Acide butyrique: C₃H₇-COOH**

1.2. Butyrine :



2.

2.1.



22. La formule semi-développée du savon :



Exercice 4

Lors d'une séance de TP de Chimie, ton groupe introduit dans un ballon, $V = 10,0 \text{ mL}$ de benzoate d'éthyle de masse volumique $\rho = 1,05 \text{ g/mL}$, $V' = 25 \text{ mL}$ de solution de soude à $C' = 4 \text{ mol/L}$ et quelques grains de pierre ponce. Il adapte un réfrigérant et chauffe à reflux pendant vingt minutes. Le mélange obtenu est refroidi, puis traité par un excès d'acide chlorhydrique. Un solide précipite.

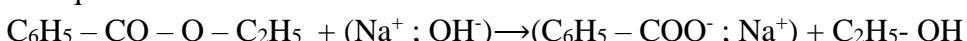
A défaut de balance, le professeur vous demande de déterminer sa masse m .
Étant membre du groupe, tu es sollicité pour cette détermination.

1. Donne :
 - 1.1. Le nom de la réaction qui se produit lors de ce mélange.
 - 1.2. Les caractéristiques de la réaction réalisée.
2. Écris
 - 2.1. L'équation bilan de la réaction de saponification.
 - 2.2. L'équation bilan de la réaction qui se produit lors de l'ajout de la solution d'acide chlorhydrique.
3. Détermine la quantité de matière :
 - 3.1 de soude introduite dans le ballon,
 - 3.2 de benzoate d'éthyle introduit dans le ballon ;
 - 3.3 de chacun de ces réactifs après la réaction.
4. Détermine la masse du précipité solide.

Résolution

1.
 - 1.1 C'est une réaction d'estérification.
 - 1.2 Cette réaction est lente et totale.

2.
 - 2.1 Équation bilan de la réaction



- 3.

$$3.1 n_B = C'V' = 25 \cdot 10^{-3} \times 4 = 0,1 \text{ mol}$$

$$3.2 \quad n_E = \frac{m}{M} \text{ et } m = \rho V = 1,05 \times 10 = 10,5 \text{ g et } n_E = \frac{10,5}{150} = 0,07 \text{ mol}$$

$$3.3 \text{ Après la réaction : } n'_E = 0 \text{ et } n'_B = 0,1 - 0,07 = 0,03 \text{ mol}$$

4. Masse m du précipité : $n_P = \frac{m'}{M'}$ où $n_P = n_E \Rightarrow m' = M'n_E$
 $m' = 144 \times 0,07 = 10,08 \text{ g}$

Exercice 5

Lors d'une journée carrière, un ouvrier d'une société industrielle présente, au stand de sa société, le processus de fabrication d'un produit à base d'un corps gras présent naturellement dans le cacao : l'acide stéarique. L'acide stéarique est un composé organique saturé contenant 18 atomes de carbones.

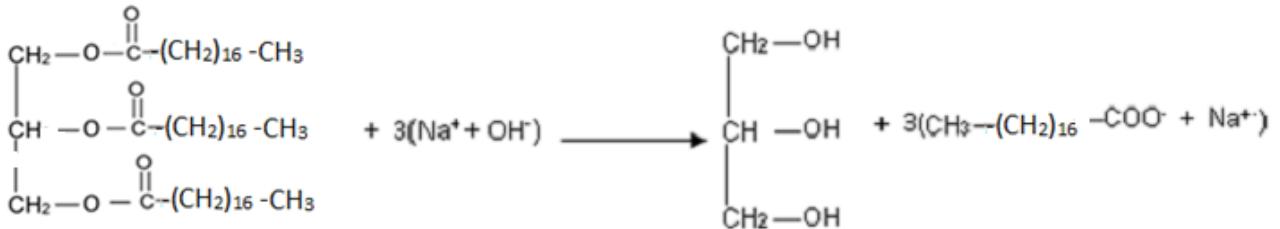
L'opération consiste à faire réagir l'acide stéarique sur du glycérol pour donner de la stéarine. Une masse m = 1 kg de stéarine est traité par un excès d'hydroxyde de sodium pour donner le corps solide : le stéarate de sodium.

Présent au stand lors de cette journée, tu sollicité pour déterminer la masse du produit obtenu.

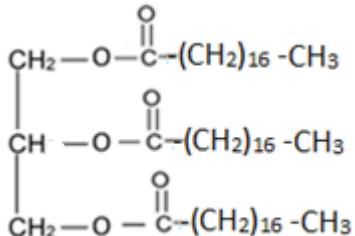
1. Donne
 - 1.1. Le nom de la famille de l'acide stéarique ;
 - 1.2. La formule semi-développée de l'acide stéarique.
2. Écris l'équation bilan de la réaction entre l'acide stéarique et le glycérol.
3. Déduis-en la formule semi développée de la stéarine.
4.
 - 4.1 Donne
 - 4.1.1 Le nom de la réaction entre la stéarine et l'hydroxyde de sodium.
 - 4.1.2 Les caractéristiques de cette réaction.
 - 4.1.3 Le nom d'usage du stéarate de sodium.
 - 4.2 Écris l'équation de la réaction entre la stéarine et l'hydroxyde de sodium.
 - 4.3 Détermine la masse théorique du stéarate de sodium obtenu.

Résolution

1.
 - 1.1 L'acide stéarique est un acide carboxylique.
 - 1.2 La formule semi-développée de l'acide stéarique est : $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)^{16} - \text{COOH}$
- 2.



3. La stéarine un triester de formule



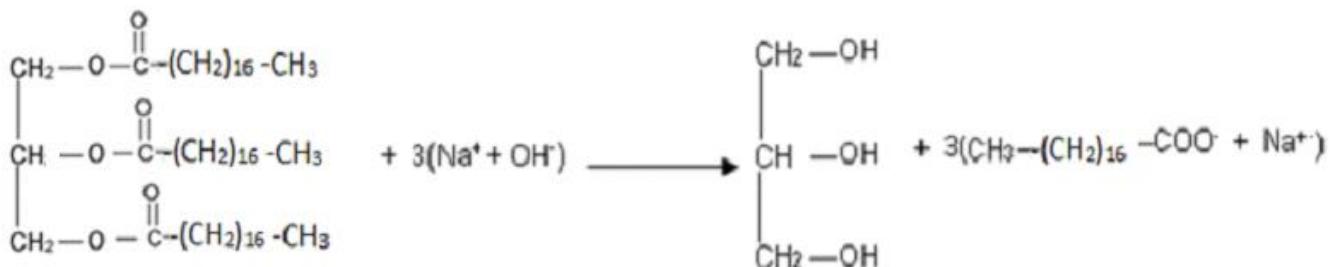
4.

4.1.1 réaction de saponification

4.1.2 réaction lente et totale

4.1.3 un savon

4.2



4.3 d'après l'équation-bilan, on peut écrire

$$3n_1 = n_2 \Rightarrow 3 \frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2} \Rightarrow m_2 = 3 \frac{m_1}{M_1} M_2 \Rightarrow m_2 = 3 \frac{1}{806} 306 = 1,14 \text{ kg}$$

IV DOCUMENTATION

Importance industrielle de la saponification

Dans l'industrie, la saponification des corps gras (huiles et graisses) est utilisée dans la fabrication de nombreux produits :

- savons ;
- résines glycérophthaliques ;
- produits cosmétiques ;
- explosifs.

Pour plus d'informations cliquez sur le lien <https://fr.wikipedia.org/wiki/Savon>



THÈME : CHIMIE ORGANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : LES ACIDES α -AMINES

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

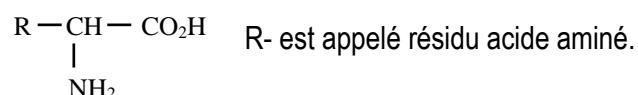
Des élèves d'une classe de terminale D découvrent dans un livre de chimie, des molécules possédant une fonction acide et une fonction amine appelées "acide α -aminés". Poursuivant leur lecture, ils apprennent que ces acides α -aminés sont les constituants des protéines utilisés pour le fonctionnement du corps humain et sa construction. Fiers de leur découverte et voulant en savoir davantage, ils en parlent à leurs camarades de classe. Ensemble, ils décident de connaître la nomenclature des acides α -aminés, leurs propriétés chimiques, la liaison peptidique et les protéines.

II. CONTENUS

▪ Structure des acides α -aminés

Les acides α -aminés sont des composés organiques qui comportent une fonction acide carboxylique et une fonction amine liées au même atome de carbone.

Notation générale des acides α -aminés



Groupe fonctionnel acide α -aminés : $-CH - CO_2H$



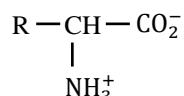
▪ Nomenclature de quelques acides α -amines

Formule sémi-développée	Nomenclature systématique	Nom	Abréviation du nom
$H - CH - CO_2H$ NH ₂	Acide 2- aminoéthanoïque	glycine	GLY
$CH_3 - CH - CO_2H$ NH ₂	Acide 2- aminopropanoïque	alanine	ALA
$CH_3 - CH - CH - CO_2H$ CH ₃ NH ₂	Acide 2- amino-3- méthylbutanoïque	valine	VAL

▪ Propriétés acido-basique des acides α -aminés

En solution aqueuse, le groupe acide carboxylique (-CO₂H) a tendance à céder un proton H⁺ alors que le groupe amine (-NH₂) a tendance à capter un proton H⁺.

- A l'état pur les acides α -aminés se présente sous la forme d'ion dipolaire appelé amphion ou zwitterion.



- En milieu acide l'ion dipolaire se comporte comme une base, il capte un proton H^+ .

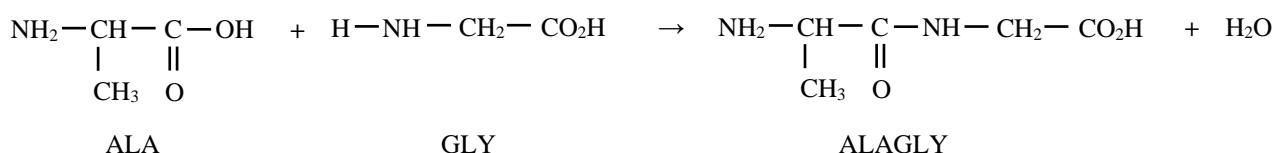
La forme prédominante est le cation :
$$\begin{array}{c} R-CH-CO_2H \\ | \\ NH_3^+ \end{array}$$

- En milieu acide l'ion dipolaire se comporte comme une base, il capte un proton H^+ . La forme prédominante est l'anion :
$$\begin{array}{c} R-CH-CO_2^- \\ | \\ NH_2 \end{array}$$

■ La liaison peptidique

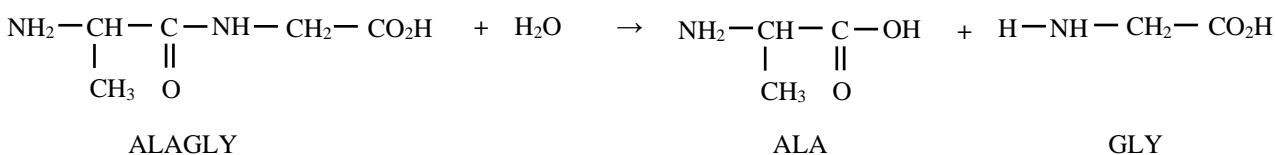
La liaison peptidique résulte de la condensation entre le groupe carboxyle ($-CO_2H$) d'un acide α -aminé et le groupe amine ($-NH_2$) d'un autre acide α -aminé. Le corps obtenu est appelé un **dipeptide**.

Exemple : le dipeptide ALAGLY



Le groupe $\begin{array}{c} -C-NH- \\ || \\ O \end{array}$ est appelé **liaison peptidique**

■ Hydrolyse de la liaison peptidique



L'hydrolyse d'un dipeptide donne les deux acides α -aminés de départ qui ont permis d'obtenir le dipeptide.

■ Caractérisation de la liaison peptidique

La réaction de Biuret permet de caractériser la liaison peptidique dans des molécules (molécules ayant au moins deux liaisons peptidiques).

■ Les protéines

Un dipeptide possède comme acide α -aminé, deux groupes lui permettant de former des nouvelles liaisons peptidiques avec deux autres molécules d'acides α -aminés. On peut obtenir ainsi un tripeptides, puis un térapeptide, etc ... Si on continue la condensation, on obtiendra des polypeptides composés de plusieurs acides α -aminés reliés entre elles par des liaisons peptidiques. Quand le nombre d'acides α -aminés est encore plus important on ne parle plus de polypeptides mais de protéines.

SITUATION D'ÉVALUATION

Un groupe d'élèves de terminale scientifique se propose d'identifier un dipeptide noté D.

Les informations en leur possession sont les suivantes :

I- Le dipeptide D résulte de la réaction de condensation entre deux acides α -aminés A et B. La chaîne carbonée de B possède deux ramifications.

II- L'analyse quantitative a permis de déterminer les pourcentages massiques de carbone, d'hydrogène et d'azote du composé A : %C = 40,45 ; %H = 7,87 et %N = 15,72. De plus la molécule du composé A possède deux atomes d'oxygène.

III- La réaction de A avec un autre acide α -aminé B de formule $C_4H_9-CH(NH_2)-COOH$ donne le

dipeptide D. A est l'acide α -aminé N terminal (blocage de la fonction amine de A).

Éprouvant quelques difficultés, le groupe te sollicite afin de l'aider.

1. Définis un dipeptide.

2.

2.1 Vérifie que la formule brute de A s'écrit $C_3H_7NO_2$;

2.2 Écris sa formule semi-développée ;

2.3 Nomme A ;

2.4 Écris la formule semi-développée de B.

3.

3.1 Écris l'équation-bilan traduisant la synthèse du dipeptide D.

3.2 Entoure la liaison peptidique.

Solution

1. Définition

Un dipeptide résulte de la réaction de condensation de deux molécules d'acide α -aminé.

2.

2.1 Vérification

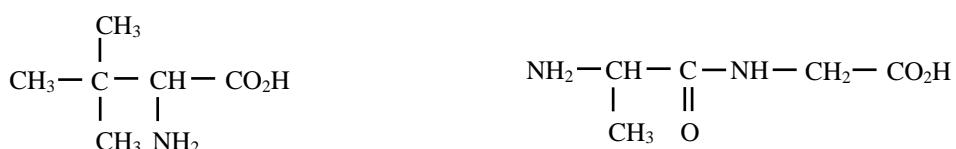
A partir de la formule brute $C_xH_yN_zO_2$ on tire $\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{14z}{\%N} = \frac{32}{100\% - (\%C + \%H + \%N)}$

Ce qui conduit à $x = 3$; $y = 7$ et $z = 1$. On retrouve bien formule brute $C_3H_7NO_2$.

2.2 Formule semi-développée : $\begin{array}{c} CH_3 - CH - CO_2H \\ | \\ NH_2 \end{array}$

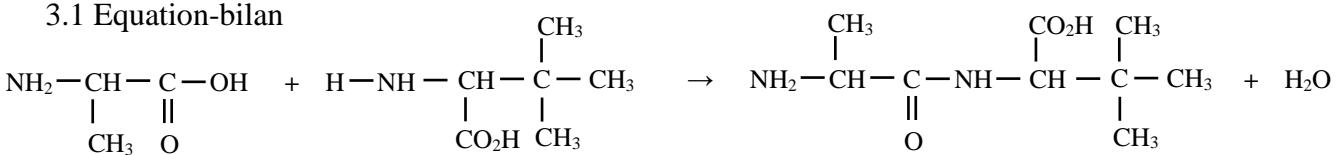
2.3 Nom : acide 2- aminopropanoïque

2.4 Formule semi-développée de B

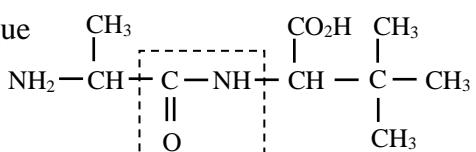


3.

3.1 Equation-bilan



3.2 Liaison peptidique



IV. EXERCICES

Exercice 1

Tu considères les affirmations suivantes :

N°	Affirmation	V	F
1	Un acide α -aminé possède à la fois une fonction acide carboxylique et une fonction amine.		
2	Un amphion ou zwitterion est un ion mono polaire.		
3	En milieu très acide l'acide α -aminé existe essentiellement sous forme de cation.		
4	En milieu très basique l'acide α -aminé existe essentiellement sous forme d'anion.		

Mets une croix dans la case V si l'affirmation est vraie ou dans la case F si l'affirmation est fausse.

Solution

N°	Affirmation	V	F
1	Un acide α -aminé possède à la fois une fonction acide carboxylique et une fonction amine	x	
2	Un Amphion ou zwitterion est un ion mono polaire		x
3	En milieu très acide l'acide α -aminé existe essentiellement sous forme de cation	x	
4	En milieu très basique l'acide α -aminé existe essentiellement sous forme d'anion	x	

Exercice 2

La glycine est un acide α -aminé de formule brute C₂H₅O₂N.

1. Ecris sa formule semi-développée.
2. Donne son nom dans la nomenclature systématique.
3. Ecris la formule chimique de l'ion dipolaire ou amphion correspondant.

Solution

1. H₂N-CH₂-COOH
2. Acide-2-aminoéthanoïque
3. $^+H_3N-CH_2-COO^-$

Exercice 3

Après le cours de chimie sur les acides α -aminés, un groupe d'élèves de ta classe entreprend de faire des recherches sur la réaction entre lalanine et un acide α -aminé A de formule semi-développée : R — CH — CO₂H
R — est un radical alkyle ramifié.

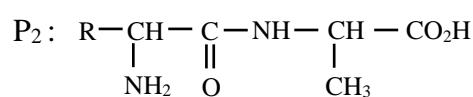
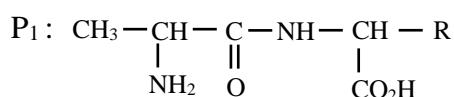
Ils découvrent que la réaction conduit à deux dipeptides P₁ et P₂ de masse molaire 188 g.mol⁻¹ chacun.

Ils te sollicitent afin de les aider à identifier l'acide α -aminé A.

1. Écris les formules semi-développées de P₁ et P₂.
2. Détermine la formule semi-développée de A.
3. Donne son nom dans la nomenclature systématique.

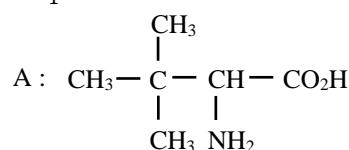
Solution

1. Les formules semi-développées de P₁ et P₂



2. Formule semi-développée de A

$$M_{P_1} = 14n + 146 \text{ soit } n = \frac{M_{P_1} - 146}{14} \text{ A.N. : } n = 3$$

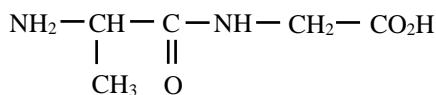


3. Nom

Acide 2-amino-3-méthylbutanoïque

Exercice 4

Un groupe d'élèves de terminale d'un Lycée Moderne désire avoir des informations sur la synthèse exclusive d'un dipeptide P_1 , à partir de deux acides α -aminés A_1 et A_2 . Le dipeptide P_1 a pour formule semi-développée :

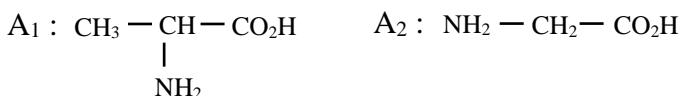


Éprouvant quelques difficultés, le groupe te sollicite afin de l'aider.

1. Écris les formules semi-développées des acides α -aminés A₁ et A₂ utilisés.
 2. Décris le principe de synthèse du dipeptide P₁.
 3. Écris la formule semi-développée du dipeptide P₂ isomère de P₁.

Solution

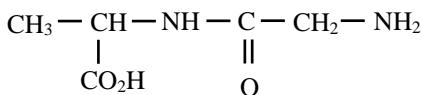
- ### 1. Formules semi-développées d' A_1 et de A_2



- ## 2. Principe de synthèse du dipeptide P₁

- blocage de la fonction amine de A₁ ;
 - blocage de la fonction acide de A₂ ;
 - activation de la fonction acide de A₁ ;
 - activation de la fonction amine de A₂ ;
 - déblocage de la fonction amine de A₁ ;
 - déblocage de la fonction acide de A₂.

- ### 3. Formule semi-développée du dipeptide P₂



Exercice 5

Lors d'une séance de préparation d'un devoir de niveau, votre professeur vous demande dans un exercice d'identifier un acide α -aminé B qui sert de réactif dans la synthèse d'un composé organique D. Au cours de cette synthèse, l'acide α -aminé B de formule $RCH(NH_2)COOH$ où R est un groupe alkyle saturé, réagit avec la valine de formule semi-développée $CH_3CH(CH_3)CH(NH_2)$. Cette réaction conduit à un dipeptide dont la masse molaire est $M = 188g/mol$

Les masses molaires atomiques en g/mol des éléments chimiques intervenant dans les formules sont : H (1) ; C (12) ; O (16) ; N (14).

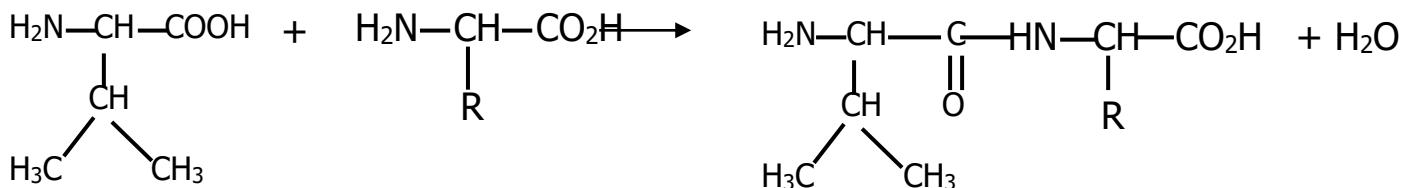
Ton voisin qui était appelé à résoudre l'exercice au tableau, peine à le faire. Ton professeur te désigne pour le remplacer.

1. Donne :
 - 1.1.Le nom systématique de la valine.
 - 1.2.Le nom du type particulier de la liaison rencontrée dans le composé D
 2. Explique ce qu'il faut faire pour obtenir qu'un seul dipeptide, celui où B est l'acide α -aminé terminal.

3. Ecris l'équation de la réaction chimique entre la valine et le composé D.
4. Détermine le groupe alkyle R du composé B.
5. Identifie B (formule semi-développée et nom).

Corrigé

1. Je donne
 - 1.1. Le nom systématique de la valine :
Acide 2-amino-3-méthylbutanoïque
 - 1.2. Le nom du type de liaison dans D
La liaison peptidique
2. J'explique ce qu'il faut faire
Il faut d'une part bloquer ou désactiver les groupes qui participent aux réactions non souhaitées et d'autre part activer l'un des groupes participant à la réaction voulue.
3. J'écris l'équation.



4. Je détermine le groupe alkyle R :

$$\text{La formule de R est } C_nH_{2n+1} \quad M(R-) = 12n + (2n + 1) + 1 = 14n + 1$$

$$M = M(\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CONH}\underset{|}{\text{CH}}-\text{CO}_2\text{H}) + M(R-)$$

$$M(R-) = M - M(\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{CONH}\underset{|}{\text{CH}}-\text{CO}_2\text{H})$$

$$\begin{aligned} M(R-) &= M - (7M_C + 13M_H + 7M_N + 3M_O) \\ &= 188 - (7 \times 12 + 13 \times 1 + 2 \times 14 + 3 \times 16) \end{aligned}$$

$$M(R-) = 15$$

$$14n + 1 = 15$$

$$n = \frac{15-1}{14} = 1 \Rightarrow R- \text{ est le groupe méthyle } (\text{CH}_3-)$$

5. J'identifie B
Formule semi-développée : $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\underset{|}{\text{CH}}-\text{COOH} \\ | \\ \text{NH}_2 \end{array}$

Nom : Acide 2-aminopropanoïque (Alanine).

IV. DOCUMENTS (Ressources pour approfondir le compréhension de la leçon)

En biochimie, les acides α -aminés jouent un rôle crucial dans la structure, le métabolisme et la physiologie des cellules de tous les êtres vivants connus, en tant que constituants des peptides et des protéines. Ils constituent à ce titre l'essentiel de la masse du corps humain après l'eau. Ils présentent, à de rares exceptions près, une structure générique du type $\text{H}_2\text{N}-\text{HCR}-\text{COOH}$, où R est la chaîne latérale identifiant l'acide α -aminé. Toutes les protéines de tous les êtres vivants connus ne sont constituées — à quelques exceptions près — que de 22 acides aminés différents, parfois légèrement modifiés, dits acide aminés protéinogènes. Parmi ceux-ci, 19 acides aminés ne contiennent que quatre éléments chimiques : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote ; deux acides aminés contiennent en plus un atome de soufre, et un acide aminé assez rare contient un atome de sélénium. Ces acides aminés forment de longs biopolymères linéaires, appelés polypeptides, dans lesquels les monomères sont unis entre eux par des liaisons peptidiques. Un acide aminé engagé dans une ou deux liaisons peptidiques au sein d'un polypeptide est un résidu d'acide aminé. L'ordre dans lequel ces résidus se succèdent dans les polypeptides est la séquence peptidique et est déterminé par les gènes à travers le code génétique, qui établit une relation entre les codons de trois bases nucléiques et chacun de ces résidus.

Les acides aminés sont quasiment tous des molécules chirales, dont les représentants naturels sont essentiellement les énantiomères L ; il existe également des acides aminés D dans les parois bactériennes et certains antibiotiques, comme la gramicidine, qui est un peptide non ribosomique. Outre leur rôle dans les protéines, les acides aminés protéinogènes peuvent également être précurseurs de biosynthèses importantes. C'est par exemple le cas de la glycine, précurseur de la porphyrine, laquelle donne l'hème des globules rouges, ainsi que de l'acide inosinique, qui donne les bases puriques des acides nucléiques. En outre, plusieurs acides aminés, protéinogènes ou non, jouent également un rôle central dans la physiologie de l'organisme, indépendamment de leur contribution aux protéines. Ainsi, la carnitine, un acide aminé non protéinogène, intervient dans le transport des lipides. Le glutamate (protéinogène) et l'acide- γ -aminobutyrique (GABA, non protéinogène) sont, dans le cerveau, respectivement le principal neurotransmetteur excitateur et le principal inhibiteur du système nerveux central. Il existe par ailleurs de très nombreux autres acides α -aminés biologiques non protéinogènes, dont certains dérivent des acides aminés protéinogènes par modification post-traductionnelle sur les protéines — par exemple la citrulline, qui dérive de l'arginine, et l'acide pyroglutamique, par lactamisation de l'acide glutamique — ou n'entrent pas dans la constitution des protéines — par exemple la DOPA et l'ornithine. Certains acides α -aminés naturels peuvent également être toxiques, comme l'acide domoïque, qui est une phycotoxine.

Neuf des 22 acides aminés protéinogènes sont dits essentiels pour l'homme car ils ne peuvent pas être produits par le métabolisme humain et doivent par conséquent être apportés directement par l'alimentation. D'autres acides aminés peuvent également être essentiels selon l'âge ou l'état de santé. La liste des acides aminés essentiels diffère selon les espèces : les ruminants, par exemple, obtiennent plusieurs acides aminés, qu'ils ne synthétisent pas eux-mêmes, à partir des produits de digestion par les microorganismes dans leur réticulorumen. En raison de leur importance biologique, les acides aminés sont des éléments importants en nutrition et sont couramment utilisés dans les compléments alimentaires. Diverses technologies font également appel aux acides aminés, par exemple comme engrais, en technologie alimentaire dans l'industrie agroalimentaire, en pharmacie, en chimie fine et en synthèse organique (synthèse asymétrique par exemple).

Source : wikipédia



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

TITRE DE LA LEÇON : SOLUTIONS AQUEUSES. NOTION DE pH

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Une élève de Terminale du Lycée Moderne d'Abengourou échange avec son frère ainé étudiant en chimie. Elle apprend que l'eau est un solvant dipolaire. Cette propriété particulière lui permet de disloquer, d'ioniser et d'hydrater des composés chimiques.

Le lendemain, elle partage ces informations avec ses camarades de classe. Voulant en savoir davantage, ils décident ensemble sous la supervision de leur professeur de PHYSIQUE -CHIMIE, de connaître quelques propriétés de l'eau, de vérifier l'électroneutralité d'une solution aqueuse, de déterminer le pH de solutions aqueuses et de les classer.

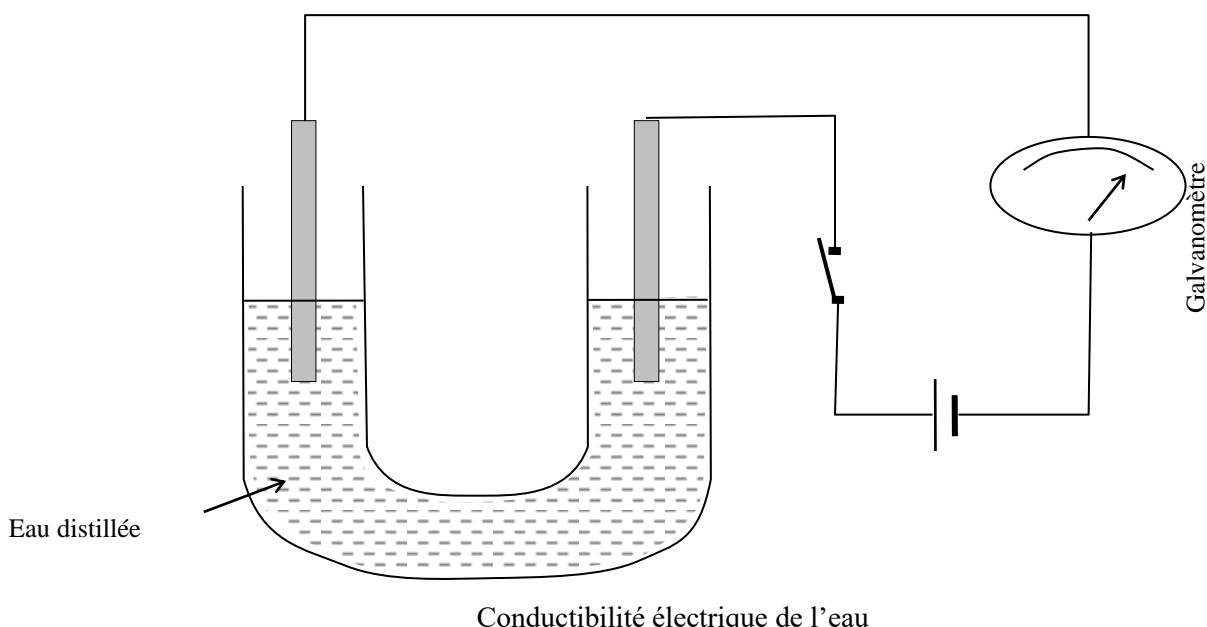
II. CONTENU DE LA LECON

1. QUELQUES PROPRIÉTÉS DE L'EAU

1.1 Pouvoir solvant de l'eau

L'eau est un solvant ionisant, dissociant, hydratant et dispersant.

1.2 Conductibilité électrique de l'eau



Le galvanomètre décèle une faible intensité de courant.

L'eau pure conduit faiblement le courant électrique. Elle contient en plus des molécules d'eau, des **ions hydronium H_3O^+** et **ions hydroxyde OH^-** .

Ces ions sont responsables de la conductibilité électrique de l'eau.

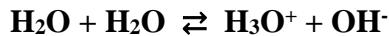
2. AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

2.1 Équation de l'autoprotolyse de l'eau

Les ions H_3O^+ et OH^- de l'eau résultent de la réaction d'équilibre chimique qui se déroule dans l'eau.

Cette réaction d'auto-ionisation de l'eau est appelée **réaction d'autoprotolyse de l'eau**.

L'équation bilan de l'autoprotolyse de l'eau est :



2.2 Produit ionique de l'eau

Pour l'eau, le produit des concentrations des ions H_3O^+ et OH^- est une constante notée K_e et appelée produit ionique de l'eau.

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

K_e est sans unité et sa valeur ne dépend que de la température.

Exemples : à $T = 25^\circ\text{C}$ $K_e = 10^{-14}$, à $T = 60^\circ\text{C}$ $K_e = 9,6 \cdot 10^{-14}$

Activité d'application1

Pour les affirmations suivantes, écris le numéro suivi de V si l'affirmation est vraie ou F si elle est fausse.

1. Toute solution aqueuse contient des ions H_3O^+ et des ions OH^- .
2. A toute température : $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$.
3. Le produit ionique de l'eau dépend de la température.
4. L'équation de l'auto-ionisation de l'eau est : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Résolution

1. V
2. F
3. V
4. F

3. SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

3.1 Processus de la dissolution des solutés dans l'eau

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait en trois étapes successives : la dissociation, la solvatation et la dispersion.

- la dissociation ou la dislocation

Elle est obtenue grâce aux agitations des molécules d'eau qui, au contact du cristal ionique, rompt les liaisons électrostatiques et dissocie ou disloque le cristal.

- la solvatation ou l'hydratation

Les ions en solution aqueuse s'entourent de molécules d'eau par attraction électrostatique. C'est le phénomène de solvatation appelée hydratation (si le solvant est l'eau) des ions. Ainsi, en solution aqueuse, les ions sont hydratés.

- la dispersion

Sous l'effet de l'agitation thermique (agitation naturelle des molécules), les ions hydratés se répartissent progressivement dans la solution. On peut agiter mécaniquement pour accélérer cette étape.

3.2 Concentration C molaire volumique d'une solution

La concentration molaire volumique **C** d'une solution est la quantité de matière **n** de soluté dissout dans un litre d'eau.

$$C = \frac{n}{V} \begin{cases} n : \text{quantité de matière de soluté (en mol)} \\ V : \text{volume de solution (en litre: L)} \\ C : \text{concentration molaire (en mol. L}^{-1}\text{)} \end{cases}$$

3.3 Concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution

La concentration molaire volumique **[X]** d'une espèce chimique **X** dans une solution est la quantité de matière **n_X** de cette espèce chimique dans un litre de solution.

$$[X] = \frac{n_X}{V} \begin{cases} n_X : \text{quantité de matière de X (en mol)} \\ V : \text{volume de solution (en litre : L)} \\ [X] : \text{concentration molaire de X (mol. L}^{-1}\text{)} \end{cases}$$

3.3 Concentration massique volumique

La concentration massique volumique **C_m** d'une substance est la masse **m** de cette substance dissoute dans un litre de solution.

$$C_m = \frac{m}{V} \begin{cases} m : \text{masse d'espèce dissoute en g} \\ V : \text{volume de la solution en L} \\ C_m : \text{concentration massique en g. L}^{-1} \end{cases}$$

3.4 Électroneutralité d'une solution aqueuse

Dans une solution aqueuse, la quantité de charges positives est toujours égale à la quantité de charges négatives : on dit que les solutions aqueuses sont électriquement neutres.

Activité d'application 2

Une espèce X de quantité de matière **n_X** peut se dissoudre dans un volume **V** d'eau.

1. Sa concentration molaire volumique **[X]** s'écrit alors :

- a. $[X] = V \cdot n_X$
- b. $[X] = \frac{V}{n_X}$
- c. $[X] = \frac{n_X}{V}$

2. Sa concentration massique **C_X** est liée à sa concentration molaire volumique **[X]** et sa masse molaire **M** par la relation :

- a. $C_X = \frac{[X]}{M}$
- b. $C_X = [X] \cdot M$
- c. $C_X = \frac{M}{[X]}$

Recopie la bonne réponse pour chacune des propositions.

Solution

1. 1.c.
2. 2.b.

4. pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE

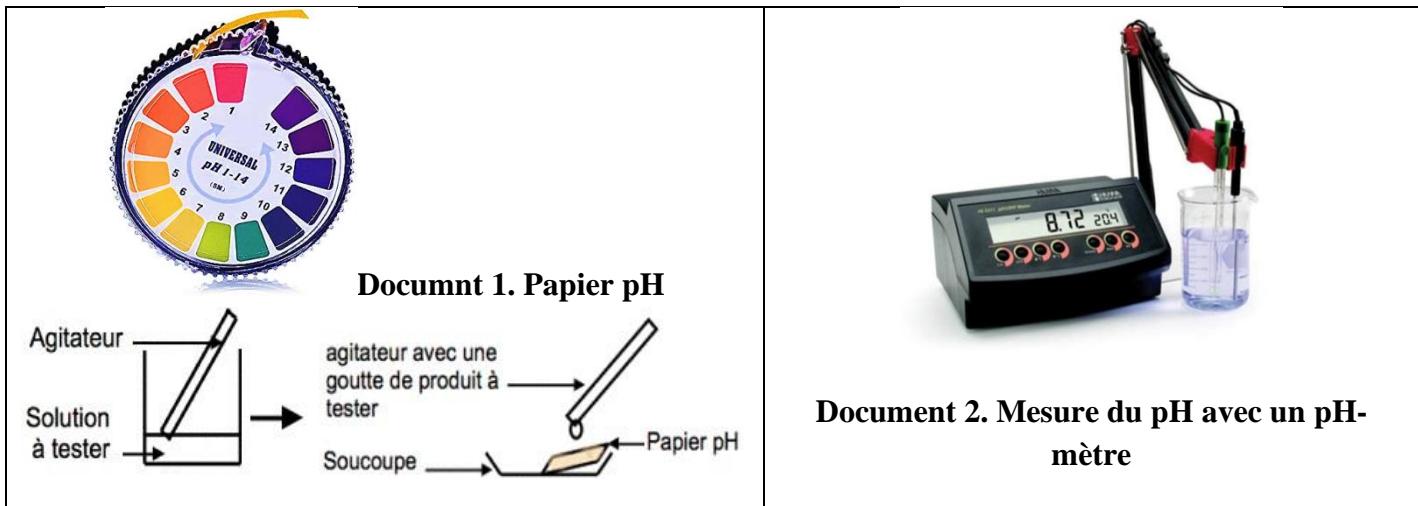
4.1 Expression

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ ou } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}.$$

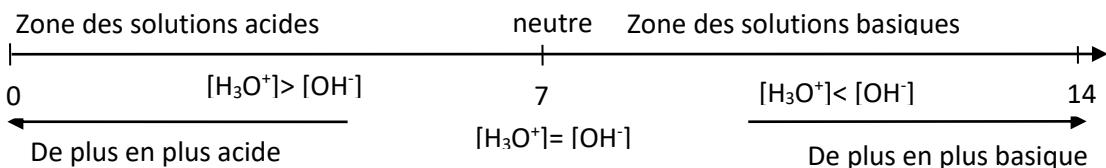
Le pH varie de 0 à 14 à 25°C.

4.2 Mesure de pH

On détermine le pH d'une solution aqueuse avec un papier pH (Document 1) ou un pH-mètre (Document 2).



4.3 Classification des solutions aqueuses en fonction du pH



Activité d'application

On mesure le pH d'une solution aqueuse à 25°C. On trouve pH = 2,3.

Détermine la concentration molaire en ions hydronium et hydroxyde dans cette solution.

Solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \text{ soit } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{5 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

SITUATION D'ÉVALUATION

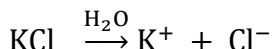
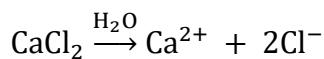
Un professeur de Physique-Chimie demande à sa classe de Terminale D de faire l'étude quantitative d'un mélange de deux solutions ioniques. Sous sa conduite un élève dissout $m_1=10\text{g}$ de chlorure de calcium (CaCl_2) dans $V_1=400\text{mL}$ d'eau et $m_2=30\text{g}$ de chlorure de potassium (KCl) dans $V_2=700\text{mL}$ d'eau. Il mélange ensuite les deux solutions. Tous ces composés sont solubles dans l'eau. Tu es de la classe, réponds aux questions.

On te donne M(Ca) = 40 g/mol; M(Cl) = 35,5 g/mol ; M(K) = 39 g/mol.

1. Écris les équations de dissociation du chlorure de calcium et du chlorure de potassium dans l'eau.
2. Fais le bilan des ions présents dans chaque solution.
3. Calcule la concentration molaire volumique des ions :
 - 3.1 dans chaque solution aqueuse.
 - 3.2 dans le mélange.
4. Vérifie la neutralité électrique de cette solution

Résolution de la situation

1. Équations de dissociation :



2. Ions présents : K⁺; Cl⁻; OH⁻; H₃O⁺.
3. Calcule des concentrations molaires volumiques :

3.1 Dans chaque solution

- Dans la solution de CaCl₂ :

$$\text{On a } M(\text{CaCl}_2) = 40 + 70 = 111 \text{ g/mol et } n(\text{CaCl}_2) = \frac{m}{M} = 0,091 \text{ mol}$$

D'après l'équation de dissolution de CaCl₂,

$$\text{on a } n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{CaCl}_2) = 0,091 \text{ mol donc } [\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,09}{0,4} = 0,227 \text{ mol/L}$$

$$\text{On a aussi } n(\text{Cl}^-) = 2 n(\text{CaCl}_2) = 0,182 \text{ mol donc } [\text{Cl}^-] = \frac{0,18}{0,4} = 0,455 \text{ mol/L}$$

- Dans la solution KCl :

$$\text{On a } M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ g/mol et } n(\text{KCl}) = \frac{30}{74,5} = 0,403 \text{ mol.}$$

D'après l'équation de dissolution de KCl, on a n(K⁺) = n(Cl⁻) = n(KCl) = 0,403 mol

$$\text{Donc } [\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{0,403}{0,7} = 0,576 \text{ mol/L}$$

3.2 Dans le mélange

$$V_T = 110 \text{ mL}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V_T} = \frac{0,091}{1,1} = 0,083 \text{ mol/L}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{n(\text{K}^+)}{V_T} = \frac{0,403}{1,1} = 0,366 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_T(\text{Cl}^-)}{V_T} = \frac{(0,182 + 0,403)}{1,1} = 0,53 \text{ mol/L}$$

4. Vérification de l'électroneutralité : 2[Ca²⁺] + [K⁺] = 0,532 mol/L

$$\text{Et } [\text{Cl}^-] = 0,53 \text{ mol/L.}$$

La neutralité électrique est donc vérifiée.

III. EXERCICES

Exercice 1

On dissout 10g de chlorure de sodium dans 100mL d'eau.

1. Calcule :

- 1.1 la concentration molaire volumique C de la solution.
- 1.2 la concentration massique C_m de la solution.

2. Détermine les concentrations molaires des ions en solution.

On donne : M_{Na} = 23 g/mol ; M_{Cl} = 35,5 g/mol

Solution

1. Calculons :

$$1.1 n = \frac{m}{M} \text{ et } C = \frac{n}{V} \text{ donc } C = \frac{m}{MV} = \frac{10}{58,5 \times 0,1} = 1,71 \text{ mol/L}$$
$$1.2 C_m = \frac{m}{V} = \frac{10}{0,1} = 100 \text{ g/L.}$$

2. Détermination des concentrations molaires des ions :

D'après l'équation de dissolution de NaCl : $\text{NaCl} \xrightarrow{H_2O} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, on a $n(\text{Na}^+) = n(\text{Cl}^-) = n(\text{NaCl})$

Donc $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C = 1,71 \text{ mol/L}$

Exercice 2

1. Détermine le pH de chacune des solutions contenant :

- 1.1) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- 1.2) $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol/L}$

2. Détermine la concentration en ions H_3O^+ d'une solution dont :

- 2.1) $\text{pH} = 12$
- 2.2) $\text{pH} = 2,4$

Solution

1. Détermination des pH

$$1.1 \text{ pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3 \cdot 10^{-3}) = 2,52$$

$$1.2 \text{ pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-9}) = 9 \text{ car } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

2. Détermination de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

$$2.1 [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$2.2 [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Exercice 3

Tu prépares à 25 °C, un mélange homogène d'hydroxyde de sodium NaOH et d'eau distillée en grande quantité. Pour chacune des propositions ci-dessous, recopie le numéro de la question suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

1. L'opération effectuée est :

- a. une hydratation ;
- b. une dissolution ;
- c. une dilution.

2. Le mélange obtenu est :

- a. basique ;
 - b. acide ;
 - c. neutre.
3. L'eau représente :
- a. le soluté
 - b. le solvant ;
 - c. la solution.
4. Le mélange obtenu est électrique :
- a. Positif ;
 - b. Négatif ;
 - c. Neutre.

Réponse : 1.b ; 2.a ; 3 b ; 4 c.

Exercice 4

Un jus de citron a un pH = 2,3 à 25°C.

1. Calcule la concentration molaire volumique des ions hydroniums et des ions hydroxyde présents dans ce jus.
 2. Calcule la quantité de matière de ces mêmes ions dans un verre contenant 100 Cm³ de jus de citron.
- Le produit ionique de l'eau est K_e = 10⁻¹⁴.

Solution

1. $[H_3O^+] = 10^{-pH}$. D'où $[H_3O^+] = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
 $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$. D'où $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-3}} = 1,99 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
2. $[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V_J}$. D'où $n_{H_3O^+} = [H_3O^+]V_J = 5,01 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$
 $n_{H_3O^+} = 5,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 $[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V_J}$. D'où $n_{OH^-} = [OH^-] \times V_J = 1,99 \cdot 10^{-12} \times 100 \cdot 10^{-3}$
 $n_{OH^-} = 1,99 \cdot 10^{-13} \text{ mol.}$

Exercice 5

Votre professeur de Physique-Chimie vous prépare en vue de participer à un concours scientifique. Il met à votre disposition au laboratoire, des cristaux de chlorure de fer II (FeCl₂) et tout le matériel nécessaire. Le professeur veut vérifier vos acquis sur la détermination de concentrations molaires volumiques.

Pour ce faire, vous préparez un mélange homogène liquide d'une masse m = 63,5 g de FeCl₂ dans un volume V = 500 mL d'eau distillée. Vous obtenez une solution S₀ de concentration molaire volumique C = 1 mol.L⁻¹.

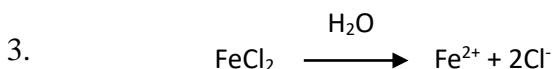
On donne M = 127 g.mol⁻¹.

1. Décris brièvement le mode opératoire de la préparation de S₀.
2. Définis la concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution.

- Écris l'équation de la réaction de dissolution du composé FeCl_2 dans l'eau.
- Détermine la concentration molaire volumique des espèces chimiques (autres que celles de la dissociation de l'eau) présentes dans la solution.

Solution

- Dans une fiole jaugée de 500 mL contenant une petite quantité d'eau, nous introduisons 63,5 g de cristaux de FeCl_2 mesuré à l'aide d'une balance. Après dissolution totale, nous étendons le volume à 500 mL à l'aide d'une pissette contenant de l'eau distillée puis nous homogénéisons.
- La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est le quotient de la quantité de matière de cette espèce chimique par le volume de la solution.



4. Les espèces chimiques sont : Fe^{2+} ; Cl^- .

5. $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{63,5}{127 \times 500 \cdot 10^{-3}}$.

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = 2 \frac{m}{MV} = \frac{2 \times 63,5}{127 \times 500 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 6

Ton professeur de Physique-Chimie veut montrer à ses élèves que toute solution aqueuse est électriquement neutre.

Il met à la disposition de ton groupe deux solutions aqueuses

Dans un bêcher contenant 100mL d'eau distillée il ajoute 0,745g de chlorure de potassium (KCl) solide, à 25°C et obtient une solution S_1 .

Dans un autre bêcher contenant il dispose 500mL d'une solution aqueuse S_2 d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol/L}$ à 25°C:

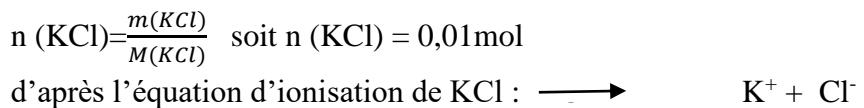
Enfin il réalise le mélange des deux précédentes solutions dans une fiole jaugée de 1L.

Tu es chargé de faire le compte rendu des différentes expériences.

- Étude de la solution S_1
 - Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes.
 - Détermine les concentrations de chacune des espèces chimiques présentes.
 - Déduis des réponses précédentes que $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-]$
- Étude du mélange
 - Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes.
 - Détermine les concentrations de chacune des espèces chimiques présentes.
 - Vérifie que $[\text{K}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$
- Que peux-tu dire de l'électroneutralité d'une solution aqueuse ?

Solution:

- K^+ ; Cl^-
 - $M(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ g/mol}$



$n(\text{K}^+) = 0,01 \text{ mol}$ soit $[\text{K}^+] = 0,1 \text{ mol/L}$ et $n(\text{Cl}^-) = 0,01 \text{ mol}$ soit $[\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$

2.

2.1. $\text{Na}^+ ; \text{OH}^- ; \text{K}^+ ; \text{Cl}^-$



$n(\text{NaOH}) = C \times V = 0,05 \text{ mol}$ d'où $n(\text{Na}^+) = 0,05 \text{ mol}$ et $n(\text{OH}^-) = 0,05 \text{ mol}$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n(\text{Na}^+)}{V} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$[\text{K}^+] + [\text{Na}^+] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$\text{donc : } [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{K}^+] + [\text{Na}^+]$$

3. Toute solution aqueuse est toujours électriquement neutre.

IV. DOCUMENTATION

Importance du pH en chimie, en biochimie, en agriculture, en aquaculture et en médecine

1. Le pH en Chimie

Le nombre de réactions chimiques qui ont lieu à des pH précis est incommensurable. En chimie de synthèse par exemple, le pH peut influencer la nature du produit obtenu ; il conviendra donc de choisir le pH de façon spécifique en fonction du produit que l'on désire. En chimie analytique, la précipitation des solides tient compte du pH; en électrophorèse, le pH permet de modifier le type de charge des particules et donc d'isoler de façon spécifique certaines espèces.

2. Le pH en Biologie

Les réactions biologiques sont nombreuses et très particulièrement dépendantes du pH. En effet, le pH doit généralement être maintenu entre certaines bornes pour que les réactions soient possibles. En biochimie spécifiquement, les enzymes, principaux catalyseurs, vivent dans des intervalles de pH précis. En effet, les enzymes sont des protéines qui du fait de la coexistence des fonctions acide (acides carboxyliques) et basique (fonctions amines), sont très sensibles au pH.

3. Le pH en agriculture et en aquaculture

En agriculture, le pH du sol est un facteur important pour la survie de la plante qui y vit. Comme l'on contrôle la température d'un animal, il faut contrôler le pH du sol pour la plante. Lorsque le pH est adéquat, la plante peut se nourrir convenablement. Le pH idéal dépend de l'espèce végétale. C'est pourquoi l'on regroupe les plantes en diverses catégories :

- Plantes acidophiles : elles se développent mieux sur des sols acides ;
- Plantes alcalinophiles : elles s'adaptent mieux sur des sols basiques ;
- Plantes neutrophiles : elles ont une préférence pour les sols neutres.

Connaître le pH du sol est donc important pour l'agriculteur. Il peut alors choisir avec convenance quel type de culture il va effectuer ou procéder à la modification de pH nécessaire pour l'adaptation de la plante qu'il désire produire (l'amendement du sol).

La vie aquatique n'est possible qu'entre pH = 4,9 et pH = 9,0. En eau douce, le pH varie entre 6,0 et 8,0 tandis qu'en mer, le pH est compris entre 8,1 et 8,3. D'où en définitive on peut dire que le pH de vie aquatique se situe entre 6,0 et 8,5. On comprend dès lors que pour une activité aquacole, il sera important de connaître le pH des eaux et en cas de besoin procéder aux traitements adéquats pour maintenir le pH dans les limites acceptables. Tout traitement ou apport alimentaire doit être choisi de façon à ne pas provoquer une modification néfaste du pH.

4. Le pH en médecine

Les problèmes liés aux pH en biochimie évoqués plus haut sont à prendre en compte ici. En effet, les médicaments apportés au malade, doivent autant que faire se peut ne pas modifier le pH des fluides de l'organisme. C'est la raison pour laquelle les médicaments donnent généralement des solutions tampons. Dans certains cas, on apporte les éléments nécessaires pour combattre une variation néfaste du pH ; le cas d'une acidification. Une acidification des fluides de l'organisme se traduit généralement par un nombre important de problèmes qui vont d'un métabolisme cellulaire faible aux œdèmes en passant par une accumulation de fluides et une surproduction de radicaux libres. La capacité d'autodéfense de l'organisme diminue (faiblesse immunologique) ; les os s'affaiblissent par perte de calcium utilisé pour essayer de maintenir un pH alcalin pour le milieu. Le rétablissement passe obligatoirement par une alcalinisation du milieu.

Source : ddata.over-blog.com/xxxxyy/4/04/37/51/Importande. De Mbey Jean Aimé 2007-01-23 PLEG de Chimie, Publication du Club 9899PCT.

Pour des exercices de renforcement

https://sunudaara.com/physique_chimie

Pour approfondir le cours et s'exercer voici des sites à consulter.

<http://marsal.univ-tln.fr/pHdos/phsolacB.html>



THÈME: CHIMIE GÉNÉRALE

TITRE DE LA LEÇON : ACIDE FORT – BASE FORTE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de Tle d'un lycée moderne lit au laboratoire du lycée, sur les bouteilles de produits ci-contre, les indications suivantes : « acide chlorhydrique- DÉTARTRANT -DÉCAPANT » « LESSIVE DE SOUDE - Décapant ».

Son frère ainé, laborantin au Lycée, lui explique que ces produits contiennent de l'acide chlorhydrique et de l'hydroxyde de sodium très efficaces pour déboucher les éviers et faire briller les carreaux.

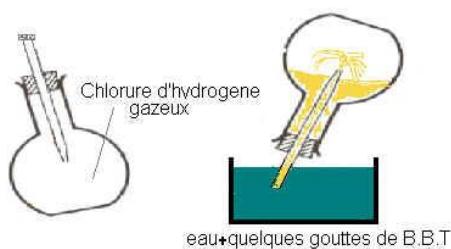
Le lendemain, il informe ses camarades de classe. Désireux d'en savoir davantage sur ces produits, les élèves entreprennent sous la supervision de leur professeur de connaître les propriétés des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'hydroxyde de sodium, d'écrire les équation-bilans des réactions d'un acide fort et d'une base forte avec l'eau et d'utiliser les relations entre le pH et la concentration de l'acide fort ou de la base forte.



II. CONTENU DE LA LEÇON

1. ACIDE FORT.

1.1 Dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau



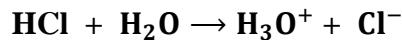
Le chlorure d'hydrogène HCl est un gaz très soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau est exothermique et donne une **solution aqueuse d'acide chlorhydrique**.

- Caractère ionique de la solution

Il faut noter que la solution aqueuse d'acide chlorhydrique préparée est ionique car elle conduit le courant électrique. Elle contient donc des **ions** : les **ions hydronium** H_3O^+ et les **ions chlorures** Cl^- .

▪ Nature de la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau

Il est aussi important de savoir que la réaction d'ionisation du chlorure d'hydrogène dans l'eau est totale. De ce fait, on dit que l'acide chlorhydrique est un **acide fort**. L'équation-bilan de sa réaction avec l'eau s'écrit :



1.2 Définition d'un acide fort

Un **acide HA** est dit **fort** s'il réagit totalement avec l'eau.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit : $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

1.3 Quelques exemples d'acides forts

1.3.1-monoacides forts

HCl : Acide chlorhydrique.

HNO_3 : Acide nitrique.

HBr : Acide bromhydrique.

HI : Acide iodhydrique.

HF : acide fluorhydrique.

1.3.2-diacide fort

H_2SO_4 : Acide sulfurique

1.4 Expression du pH

Le **pH** d'une solution de monoacide fort de concentration C_a est donné par la relation:

$\text{pH} = -\log C_a$ soit $C_a = 10^{-\text{pH}}$. Cette relation n'est valable que lorsque $10^{-6} \leq C_a \leq 10^{-2}$ (en mol.L⁻¹).

Afin de vérifier nos acquis, faisons cette activité d'application

Activité d'application 1

Une solution de bromure d'hydrogène (HBr) de concentration molaire volumique $C = 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2$ à 25 °C. On donne $K_e = 10^{-14}$.

1- Montre que l'acide bromhydrique est un acide fort.

2- Écris l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.

Solution

1-Montrons que l'acide bromhydrique est un acide fort.

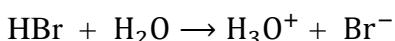
Un acide est fort si son pH et sa concentration molaire sont liés par la relation $\text{pH} = -\log C$.

Or $-\log C = -\log(10^{-2}) = 2$.

On vient de vérifier que $\text{pH} = -\log C = 2$.

Le bromure d'hydrogène (HBr) est donc un acide fort.

2- Equation-bilan de la réaction de HBr avec l'eau



2. BASE FORTE

2.1 Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

▪ Dissolution de l'hydroxyde de sodium dans l'eau

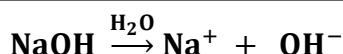
L'hydroxyde de sodium ou soude de formule NaOH , est un solide blanc, très soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau est **exothermique** et donne une **solution aqueuse d'hydroxyde de sodium**.

▪ Caractère ionique de la solution

La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium conduit le courant électrique. Elle contient donc des **ions** : Ce sont les **ions sodium** Na^+ et les **ions hydroxyde** OH^- .

▪ Nature de la réaction de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau

La dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est **totale**. *De ce fait, on dit que* l'hydroxyde de sodium est une **base forte**. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



2.2 Définition d'une base forte

Une base BOH (ou B^-) est dite **forte**, si elle réagit totalement avec l'eau.

L'équation-bilan de la réaction s'écrit : $\text{BOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{B}^+ + \text{OH}^-$ ou $\text{B}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BH} + \text{OH}^-$

2.3 Quelques exemples de bases fortes

2.3.1 -monobases fortes

NaOH : Hydroxyde de sodium.

KOH : Hydroxyde de potassium.

$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$: Ion éthanolate.

2.3.2.dibase forte

$\text{Ca}(\text{OH})_2$:Hydroxyde de Calcium

2.4 Expression du pH

Le **pH** d'une solution démonobase forte de concentration C_b est donné par la relation:

$\text{pH} = 14 + \log C_b$ soit $C_b = 10^{14-\text{pH}}$. Cette relation n'est aussi valable que lorsque $10^{-6} \leq C_b \leq 10^{-2}$ (en mol.L^{-1}).

Afin de vérifier nos acquis, faisons cette activité d'application

Activité d'application 2

Une solution d'hydroxyde de potassium KOH de volume $V = 500 \text{ cm}^3$ et de concentration molaire volumique $C = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 11,3$ à 25°C .

1- Montre que l'hydroxyde de potassium est une base forte.

2- Écris l'équation-bilan de sa réaction de dissociation dans l'eau.

Solution

1- Montrons que l'hydroxyde de potassium est une base forte

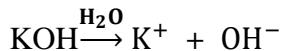
Une base est forte si son pH et sa concentration molaire sont liés par la relation $\text{pH} = 14 + \log C$.

Or $14 + \log C = 14 + \log(10^{-2}) = 12$.

$\text{pH} = 14 + \log C$.

L'hydroxyde de potassium est donc une base forte.

2- Équation-bilan de la réaction de dissociation del'hydroxyde de potassiumdans l'eau



SITUATION D'ÉVALUATION

Dans le but de déterminer le pH d'un mélange, le professeur de physique- chimie d'une classe de terminale scientifique d'un lycée met à la disposition d'un groupe de travail :

- une solution d'acide chlorhydrique S_1 de $\text{pH}_1 = 2$;
- une solution d'acide nitrique S_2 de $\text{pH}_2 = 4$.

Le groupe obtient une solution S en prélevant un volume $v_1=100 \text{ ml}$ de S_1 auquel il ajoute un volume $v_2=200 \text{ mL}$ de S_2 .

Les solutions sont à 25°C où le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$.

En tant que rapporteur du groupe, réponds aux consignes suivantes.

1- Donne

- 1.1- la définition d'un acide fort.
- 1.3- les caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau.

2- Écris

- 2.1- la formule de l'acide chlorhydrique et celle de l'acide nitrique.
- 2.2- l'équation-bilan de la réaction d'ionisation de chaque acide.
- 2.3- la formule de chacune des espèces chimiques présentes dans le mélange.

3- Détermine :

- 3.1- les concentrations molaires volumiques C_1 et C_2 respectives des solutions S_1 et S_2 .
- 3.2- la concentration molaire volumique de chacun des ions présents dans le mélange.

4- Déduis-en le pH de la solution ainsi préparée.

Solution

1-

1.1-Définition d'un acide fort

Un acide est dit fort si sa réaction avec l'eau est totale.

1.2-Caractéristiques de la réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau

La réaction d'ionisation d'un acide fort dans l'eau est exothermique, rapide et totale.

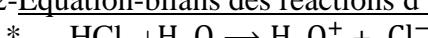
2-

2.1-Formule des acides

Acide chlorhydrique : HCl.

Acide nitrique : HNO_3 .

2.2-Équation-bilans des réactions d'ionisation des acides



2.3-Formules des espèces chimiques présentes dans le mélange

H_3O^+ ; Cl^- ; OH^- ; NO_3^- ; H_2O .

3-

3.1-Détermination des concentrations molaires C_1 et C_2

Solution S_1 : $\text{C}_1 = 10^{-\text{pH}_1} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{C}_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Solution S_2 : $\text{C}_2 = 10^{-\text{pH}_2} = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow \text{C}_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$

3.2-Détermination des concentrations des ions dans le mélange

$$* [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{V} \text{ or } n_{\text{H}_3\text{O}^+} = \text{C}_1 \cdot V_1 + \text{C}_2 \cdot V_2 = 10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-\text{pH}1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}2} \cdot V_2}{V}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-2} \cdot 0,1 + 10^{-4} \cdot 0,2}{0,3} \Rightarrow [H_3O^+] = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [Cl^-] = \frac{n_{Cl^-}}{V} \quad \text{or} \quad n_{Cl^-} = C_1 \cdot V_1$$

$$[Cl^-] = \frac{C_1 \cdot V_1}{V} \quad [Cl^-] = \frac{10^{-2} \cdot 0,1}{0,3} \Rightarrow [Cl^-] = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [NO_3^-] = \frac{n_{NO_3^-}}{V} \quad \text{or} \quad n_{NO_3^-} = C_2 \cdot V_2$$

$$[NO_3^-] = \frac{C_2 \cdot V_2}{V} \quad [NO_3^-] = \frac{10^{-4} \cdot 0,2}{0,3} \Rightarrow [NO_3^-] = 6,66 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [OH^-] = \frac{ke}{[H_3O^+]} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{3,4 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow [OH^-] = 2,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

4- Détermination du pH du mélange

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] \quad \text{pH} = -\log(3,4 \cdot 10^{-3}) \Rightarrow \text{pH} = 2,5$$

IV.EXERCICES

Exercice 1

Une solution de bromure d'hydrogène (HBr) de concentration $C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 2$ à 25°C . On donne $Ke = 10^{-14}$.

- 1- Montre que l'acide bromhydrique est un acide fort.
- 2-Ecris l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
- 3- Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.

Solution

1-

Calculons le pH de la solution de bromure d'hydrogène.

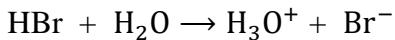
On a : $\text{pH}' = -\log C$

$$\text{pH}' = -\log(10^{-2})$$

$$\text{pH}' = 2 \quad \text{or} \quad \text{pH} = 2$$

Comme $\text{pH}' = \text{pH} = -\log C$, alors le bromure d'hydrogène (HBr) est un acide fort.

2-Equation-bilan de la réaction de HBr avec l'eau



3- Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

H_3O^+ ; Br^- ; OH^- ; H_2O .

-Exploitation du pH et du Ke

$$* [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* [\text{OH}^-] = \frac{ke}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

-Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Br}^-]$$

$$[\text{Br}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \quad \text{or} \quad [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{Br}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[Br^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 2

Une solution d'hydroxyde de potassium KOH de volume $V=500 \text{ cm}^3$ et de concentration molaire $C = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 11,3$ à 25°C .

1- Montre que l'hydroxyde de potassium est une base forte.

2-Écris l'équation-bilan de sa réaction de dissociation dans l'eau.

3- Détermine le volume d'eau qu'il faut ajouter à un volume $V_1 = 20 \text{ cm}^3$ de la solution précédente, pour obtenir une solution de $\text{pH}_2 = 11$.

Solution

1-

Calculons le pH de la solution d'hydroxyde de potassium.

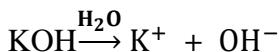
$$\text{On a : } \text{pH}' = 14 + \log C$$

$$\text{pH}' = 14 + \log(2.10^{-3})$$

$$\text{pH}' = 11,3 \text{ or } \text{pH} = 11,3$$

Comme $\text{pH}' = \text{pH} = 14 + \log C$, alors l'hydroxyde de potassium (KOH)est une base forte.

2-Équation-bilan de la réaction de dissociation de l'hydroxyde de potassium dans l'eau



3-Détermination du volume d'eau nécessaire

$$C \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{C \cdot V_1}{C_2} \text{ avec } V_2 = V_1 + V_e$$

$$V_1 + V_e = \frac{C \cdot V_1}{C_2} \text{ or } C_2 = 10^{\text{pH}_2 - 14}$$

$$V_e = \frac{C \cdot V_1}{10^{\text{pH}_2 - 14}} - V_1$$

$$V_e = \frac{2.10^{-3} \cdot 20 \cdot 10^{-3}}{10^{11-14}} 20 \cdot 10^{-3} \Rightarrow V_e = 0,02 \text{ L}$$

Exercice 3:

Soit une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH dont le pH est de 11,5.

1. Détermine la concentration molaire volumique de cette solution.

2. Calcule la masse d'hydroxyde de sodium solide à dissoudre dans l'eau pour préparer un volume $V = 100 \text{ mL}$ de cette solution.

Solution:

1. NaOH est une base forte donc $\text{pH} = 14 + \log C$; $C = 10^{\text{pH}-14} \text{ A.N.}$ $C = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

2. La quantité de matière $n = m/M = C \cdot V$ ce qui donne: $m = M \cdot C \cdot V \text{ A.N.}$ $m = 1,26 \text{ g.}$

Exercice 4:

Une chaude discussion s'engage entre deux de tes amis de classe. L'un soutient que si on mélange deux solutions de bases fortes, le pH du mélange est égal à la somme des pH des solutions. L'autre rejette catégoriquement cette assertion. Pour les départager, ils te sollicitent pour déterminer le pH d'un mélange obtenu avec un volume $V_1 = 100 \text{ mL}$ de NaOH de concentration $C_1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et un volume $V_2 = 75 \text{ mL}$ de KOH de concentration $C_2 = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

1. Ecris les équations-bilan de dissolution de NaOH et de KOH dans l'eau.

2. Donne l' expression de la quantité de matière des ions hydroxyde OH^- dans:
 - 2.1.La solution de soude NaOH en fonction de C_1 et V_1
 - 2.2.La solution de potasse KOH en fonction de C_2 et V_2
3. Détermine le pH de chacune des solutions
4. Détermine le pH du mélange.
5. Comparer le pH du mélange et la somme des pH des solutions et conclure.

Solution:



2.

$$2.1. N_1 = C_1 \cdot V_1$$

$$2.2. N_2 = C_2 \cdot V_2$$

3. Ce sont des bases fortes donc $\text{pH} = 14 + \log C$ d'où

$$\text{Pour NaOH, } \text{pH}_1 = 14 + \log C_1 \quad \text{pH}_1 = 12$$

$$\text{Pour KOH, } \text{pH}_2 = 14 + \log C_2 \quad \text{pH}_2 = 12.17$$

4. pH du mélange

-Quantité de matière de OH^- est $n = (C_1 V_1 + C_2 V_2)$

-La concentration en OH^- est $[\text{OH}^-] = n / (V_1 + V_2)$

- pH vaut **pH = 14 + log[OH⁻]**

AN pH = 12,08

5. la somme des pH donne: $12.0 + 12.17 = 24.17$

Or le pH du mélange est de 12,08

Conclusion: le pH d'un mélange n'est pas égal à la somme des pH des solutions mélangées.

Exercices 5:

Un de tes camarades de quartier vient te remettre le sujet de chimie du concours organisé par son lycée pour déceler les meilleurs élèves en la matière. Il te dit que s'agissant les pH à calculer, il a trouvé:

Pour le mélange S₁: pH= 3,38

Pour le mélange S₂: pH= 4,21

Sachant que tu es très bien en chimie, il te demande de vérifier ses résultats afin qu'il puisse estimer ses chances de réussite au concours.

Le sujet est ainsi libellé:

Dans un bêcher, un professeur de Physique-Chimie effectue le mélange S₁ suivant:

-V₁= 50mL de chlorure d'hydrogène de concentration C₁=10⁻³mol/L,

-V₂= 75mL d'acide nitrique de concentration C₂=10⁻⁴mol/L,

-v₃=0.6mL de bromure d'hydrogène gazeux dans les conditions où V_m= 24L/mol.

-V₄= 75mL d'eau distillée.

Ensuite, le professeur ajoute un volume V_e d'eau distillée dans le mélange S₁ pour obtenir le mélange S₂ dont la concentration en ions nitrate NO₃⁻ vaut 2.10⁻⁵mol/L.

1.

- 1.1. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange S₁;
- 1.2. Calcule les concentrations de toutes les espèces dans le mélange S₁;
- 1.3. Calcule le pH de la solution S₁.

2.

- 2.1. Détermine le volume V_e ;
- 2.2. Calcule les concentrations de toutes les espèces présentes dans S_2 ;
- 2.3. Calcule le pH de la solution S_2 .

Solution:

1. 1. Inventaire des espèces en solution: H_3O^+ , OH^- , NO_3^- , Br^- , Cl^- , H_2O

2. Concentrations en mol/L

$$[H_3O^+] = (C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 + v_3/V_m) / (V_1 + V_2 + V_4) \quad A.N. \quad [H_3O^+] = 4,125 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = K_e/[H_3O^+] \quad A.N. \quad [OH^-] = 2,49 \cdot 10^{-19} \text{ mol/L}$$

$$[NO_3^-] = C_2 \cdot V_2 / (V_1 + V_2 + V_4) \quad A.N. \quad [NO_3^-] = 3,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Br^-] = (v_3/V_m) // / (V_1 + V_2 + V_4) \quad A.N. \quad [Br^-] = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] = C_1 \cdot V_1 / (V_1 + V_2 + V_4) \quad A.N. \quad [Cl^-] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

1.3. pH du mélange S_1

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad A.N. \quad pH = 3,38$$

2.

2.1.

$$[NO_3^-] = C_2 \cdot V_2 / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad donc \quad V_e = C_2 \cdot V_2 / [NO_3^-] - (V_1 + V_2 + V_4)$$

A.N. $V_e = 0,175 \text{ mL}$

$$2.2. [H_3O^+] = (C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 + v_3/V_m + V_e) / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad A.N. \quad [H_3O^+] = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

$$[OH^-] = K_e/[H_3O^+] \quad A.N. \quad [OH^-] = 4,54 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[NO_3^-] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L;}$$
$$[Br^-] = (v_3/V_m) // / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad A.N. \quad [Br^-] = 6,67 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[Cl^-] = C_1 \cdot V_1 / (V_1 + V_2 + V_4 + V_e) \quad A.N. \quad [Cl^-] = 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

2..3. pH du mélange S_2

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad A.N. \quad pH = 3,66$$

Conclusion: les chances de réussite au concours du camarade sont réduites car il n'a pas trouvé la valeur du pH du mélange S_2

III. DOCUMENTATION

Les acides forts sont principalement utilisés pour :

- les dosages acide-base ;
- les hydrolyses.

L'un des avantages des acides forts est qu'une faible quantité suffit à acidifier une solution ; parfois quelques gouttes d'acide suffisent. Un acide fort se dissocie en libérant une grande quantité d'ions hydronium, ce qui a pour conséquence de baisser le pH d'une solution. Par définition, plus une solution contient d'ions hydronium, plus elle est acide. Une solution acide permet de casser certaines liaisons chimiques, ce qui est parfois d'une grande utilité.

Un acide fort réagit rapidement avec une base forte. La réaction est totale et exothermique ; des projections peuvent avoir lieu.

Les acides forts sont corrosifs ; c'est pourquoi on les utilise pour nettoyer des tartres sur les sols (exemple de l'acide muriatique). Il faut les manipuler avec précaution à cause de leur toxicité et de leur caractère corrosif.

Principaux acides forts

- L'acide chlorhydrique ou solution aqueuse du chlorure d'hydrogène HCl
- L'acide sulfurique H_2SO_4
- L'acide nitrique HNO_3
- L'acide iodhydrique ou solution aqueuse de l'iodure d'hydrogène HI
- L'acide bromhydrique ou solution aqueuse de bromure d'hydrogène HBr
- L'acide perchlorique $HClO_4$
- L'acide chlorique $HClO_3$
- L'acide permanganique $HMnO_4$
- L'acide manganique H_2MnO_4 .

Ces acides forts se dissocient totalement dans l'eau, de sorte que les molécules initiales (HCl, HBr, HI, HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4) disparaissent, libérant des cations hydronium H_3O^+ et divers anions X^- .

Souvent, les bases fortes sont des oxydes métalliques et des hydroxydes métalliques et surtout des oxydes et hydroxydes des métaux alcalins et des métaux alcalino-terreux.

- L'oxyde de sodium Na_2O et l'hydroxyde de sodium ou soude (NaOH)
- L'oxyde de potassium K_2O et l'hydroxyde de potassium ou potasse (KOH)
- L'oxyde de césum Cs_2O et l'hydroxyde de césum (CsOH)
- L'oxyde de calcium CaO et l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$)
- L'oxyde de baryum BaO et l'hydroxyde de baryum ($Ba(OH)_2$).

Source : wikipédia



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

ACIDES FAIBLES -BASES FAIBLES

I. Situation d'apprentissage.

Au cours d'une séance de Travaux Pratiques de chimie en classe de Terminale C au Lycée Moderne de Bangolo, le professeur met à la disposition des élèves des solutions aqueuses d'acide chlorhydrique, d'acide éthanoïque, de soude, d'ammoniac, de même concentration et le matériel nécessaire pour mesurer leur pH.

Les élèves constatent que le pH de l'acide éthanoïque est plus élevé que celui de l'acide chlorhydrique ; le pH de la solution aqueuse de l'ammoniac est moins élevé que celui de la solution aqueuse de soude. Ils veulent comprendre cette différence.

Ils entreprennent avec l'aide de leur professeur, d'écrire les équation-bilans de la réaction d'un acide faible et d'une base faible avec l'eau, d'expliquer l'équilibre chimique et l'effet de dilution sur l'ionisation d'un acide faible et de déterminer les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans une solution d'acide faible et de base faible.

II. CONTENU DE LA LECON

1. ACIDE FAIBLE

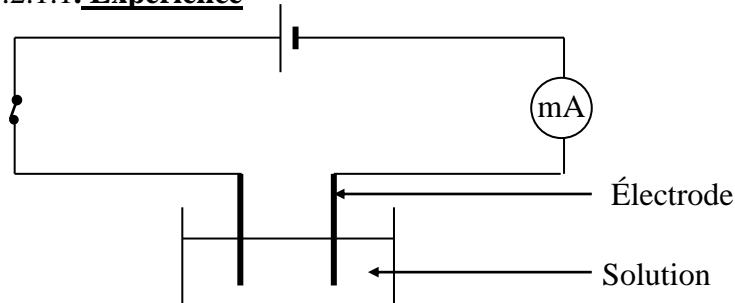
1.1. L'acide éthanoïque pur

L'acide éthanoïque ou acide acétique de formule CH_3COOH est un liquide incolore possédant une odeur piquante caractéristique. Il est miscible à l'eau en toutes proportions ; sa dissolution est faiblement exothermique.

1.2. Étude de la solution d'acide éthanoïque

1.2.1. Étude qualitative : conductibilité comparée du courant électrique

1.2.1.1. Expérience



1.2.1.2. Résultats

Solutions	Acide éthanoïque pur	Solution aqueuse d'acide éthanoïque C = 0,1 mol/L	Acide chlorhydrique C = 0,1 mol/L
Intensité du courant électrique	0	4 mA	70 mA

1.2.1.3. Interprétation

- La solution d'acide éthanoïque pur ne conduit pas le courant électrique : elle ne contient pas d'ions.
- La solution aqueuse d'acide éthanoïque conduit le courant électrique : l'eau a donc ionisé les molécules d'acide éthanoïque. Cependant, elle conduit moins le courant électrique que l'acide chlorhydrique ; son ionisation n'est donc pas totale, elle est partielle.

1.2.1.4. Conclusion

L'ionisation de l'acide éthanoïque par l'eau est partielle.

1.2.2. Étude quantitative

La mesure du pH à 25°C d'une solution S₁ d'acide éthanoïque de concentration C_a = 10⁻² mol.L⁻¹ donne la valeur pH = 3,4. Réalisons l'étude quantitative de la solution.

* Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

Les espèces chimiques présentes dans la solution S₁ sont :

Ions : H₃O⁺, OH⁻, CH₃COO⁻ ; molécules : H₂O ; CH₃COOH

* Exploitation des valeurs de pH et de K_e

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,4}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}}; [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

* Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]$$

$$\text{donc } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

* Conservation de la matière

$$C_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_a - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

espèce ultra-minoritaire : OH^- ;
 espèces minoritaires : H_3O^+ et CH_3COO^- ;
 espèce majoritaire : $\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{restant}}$.

1.2.3. Coefficient ou facteur d'ionisation (ou de dissociation)

Le coefficient de dissociation α est le rapport du nombre de molécules ionisées (ou dissociées) par le nombre total de molécules apportées :

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_i} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{c}.$$

Pour notre exemple : $\alpha = \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{10^{-2}}$; $\alpha = 4 \%$

Sur 100 molécules d'acide éthanoïque introduites dans la solution seulement 4 molécules se dissocient.

La dissociation ou l'ionisation de l'acide éthanoïque dans l'eau est donc partielle (limitée) : l'acide éthanoïque est un acide faible.

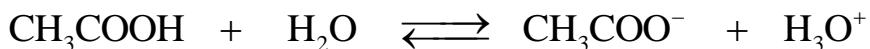
1.2.4. Effet de la dilution sur l'ionisation

Une solution d'acide éthanoïque de concentration $C'_a = 10^{-4}$ mol.L⁻¹ a pour pH = 4,4. Son coefficient d'ionisation est $\alpha' = 40 \%$

Le facteur d'ionisation augmente avec la dilution.

1.2.5. Équation-bilan de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau

La dissociation de l'acide éthanoïque dans l'eau donne lieu à un équilibre chimique traduit par l'équation-bilan suivante :



1.3. Définition d'un acide faible

Un acide est dit **faible** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau est partielle (n'est pas totale).

Exemples d'acides faibles :

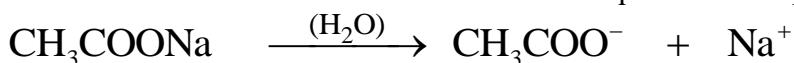
Acide méthanoïque, acide benzoïque, ion ammonium, ion méthylammonium,

2. Base faible

2.1. Ethanoate de sodium solide

L'éthanoate de sodium ou acétate de sodium (CH_3COONa) est un solide ionique de couleur blanche.

Il se dissocie dans l'eau au cours d'une réaction chimique totale d'équation-bilan :



Cette dissolution est une réaction chimique très exothermique.

Dans la solution aqueuse, les ions CH_3COO^- formés réagissent avec des molécules d'eau pour donner des molécules d'acide éthanoïque (CH_3COOH).

2.2. Étude de la solution aqueuse d'éthanoate de sodium

2. 2.1. Étude quantitative

Le pH d'une solution aqueuse S_2 d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a pour valeur **8,4** à 25°C . Étudions quantitativement la solution S_2 .

* Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

Les espèces chimiques présentent dans la solution S_2 sont :

Ions : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , CH_3COO^- molécules : H_2O , CH_3COOH .

* Exploitation des valeurs de pH et de K_e

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,4}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]}; [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-8,4}}; [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

* Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$\text{Or } [\text{OH}^-] \ll [\text{Na}^+]$$

$$\text{Donc } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

* Conservation de la matière

$$C_b = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_b - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\text{or } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_b - ([\text{Na}^+] - [\text{OH}^-])$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2.2 . Coefficient de dissociation

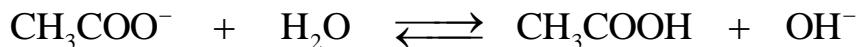
$$\alpha = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]_i} = \frac{[CH_3COOH]}{c}$$

Pour notre exemple : $\alpha = \frac{2,51 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} = 25,1 \cdot 10^{-5} = 0,00025$

Sur 100.000 ions éthanoates introduits dans la solution seulement 25 ions ont réagi avec l'eau. La réaction entre l'ion éthanoate et l'eau est donc **partielle (limitée)** : l'ion éthanoate est une **base faible**.

2.2.3. Équation-bilan de la réaction entre l'ion éthanoate et l'eau

La réaction entre l'ion éthanoate et l'eau est une réaction limité traduite par l'équation-bilan suivante :



2. 3. Définition d'une base faible

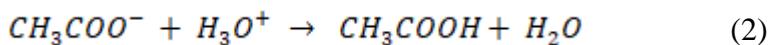
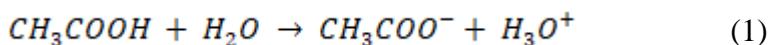
Une base est dite **faible** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau **est partielle (n'est pas totale)**.

Exemples de bases faibles :

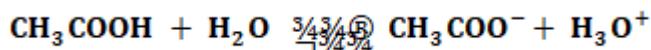
Ammoniac, méthylamine, ion carbonate (CO_3^{2-}), ion propanoate, ion hypochlorite (ClO^-).

3. Notion d'équilibre chimique

Dans toute solution aqueuse d'acide éthanoïque, deux réactions inverses se produisent simultanément :



Cela conduit à un état **d'équilibre chimique**, traduit par l'équation bilan suivante :



Ces deux réactions inverses se limitent mutuellement et conduisent à un état d'équilibre chimique.

SITUATION D'ÉVALUATION

Dans le but d'étudier l'influence de la dilution sur l'ionisation d'une solution d'acide méthanoïque, le Professeur de Physique-Chimie de la terminale D d'un Lycée prépare avec un groupe d'élèves une solution d'acide méthanoïque de concentration $C = 10^{-2}$ mol/L. Les élèves mesurent le pH de la solution et trouvent 2,9. Ensuite, ils diluent 20 fois la solution S et obtiennent une solution S' dont la mesure du pH donne 3,4.

Tu es le rapporteur du groupe.

1. Dis si l'acide méthanoïque est un acide fort ou un acide faible. Justifie ta réponse.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.

3. Détermine

3.1) La concentration molaire des espèces présentes dans la solution S.

3.2) La concentration molaire des espèces présentes dans la solution S'

4.

4.1. Calcule les coefficients d'ionisation α et α' respectivement des solutions S et S' de l'acide méthanoïque.

4.2. Compare α et α' puis donne l'influence de la dilution sur l'acide méthanoïque.

Solution:

1. $-\log 10^{-2} = 2$ différent de $pH = 2,9$ donc l'acide méthanoïque n'est pas fort ; il est faible.

2. L'équation-bilan : $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

3.

3.1 Espèces présentes dans la solution S : $H_3O^+; OH^-; HCOOH; HCOO^-; H_2O$

Les concentrations molaires dans S :

- $[H_3O^+] = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$
- Electroneutralité de la solution : $[HCOO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$
 $[HCOO^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \text{ or } [OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow [HCOO^-] \cong [H_3O^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Conservation de la matière :
 $c = [HCOO^-] + [HCOOH] \Rightarrow [HCOOH] = c - [HCOO^-]$
 $[HCOOH] = 10^{-2} - 1,26 \cdot 10^{-3} = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

3.2 Les concentrations molaires dans S' : concentration $C' = \frac{c}{20} = \frac{10^{-2}}{20} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

- $[H_3O^+] = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
- $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$
- Electroneutralité de la solution : $[HCOO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$
 $[HCOO^-] = [H_3O^+] - [OH^-] \text{ or } [OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow [HCOO^-] \cong [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
- Conservation de la matière :
 $c' = [HCOO^-] + [HCOOH] \Rightarrow [HCOOH] = c' - [HCOO^-]$
 $[HCOOH] = 5 \cdot 10^{-4} - 3,98 \cdot 10^{-4} = 1,02 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

4. Coefficients d'ionisation :

$$\alpha = \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]_i} = \frac{[HCOO^-]}{c} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 0,126$$

$$\alpha' = \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]_i} = \frac{[HCOO^-]}{c'} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{5 \cdot 10^{-4}} = 0,8$$

III. EXERCICES

Exercice 1 :

Une solution d'acide propanoïque C_2H_5COOH de concentration $C = 5 \cdot 10^{-2} mol/L$ a un $pH = 2,9$.

1. Montre que l'acide propanoïque est un acide faible.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction de cet acide avec l'eau.
3. Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution.
4. Déduis-en le coefficient d'ionisation de l'acide propanoïque.

Solution :

1. $-\log 5 \cdot 10^{-2} = 1,3$ différent de $pH = 2,9$ donc l'acide n'est pas fort ; il est faible.
2. L'équation-bilan : $C_2H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5COO^- + H_3O^+$
3. Les espèces chimiques dans la solution : H_3O^+ ; OH^- ; C_2H_5COOH ; $C_2H_5COO^-$; H_2O

Les concentrations molaires :

- $[H_3O^+] = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} mol/L$
- $[OH^-] = \frac{K_b}{[H_3O^+]} = 7,94 \cdot 10^{-12} mol/L$
- Electroneutralité de la solution : $[C_2H_5COO^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$
 $[C_2H_5COO^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$ or $[OH^-] \ll [H_3O^+] \Rightarrow [C_2H_5COO^-] \cong [H_3O^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} mol/L$

- Conservation de la matière :
 $C = [C_2H_5COO^-] + [C_2H_5COOH] \Rightarrow [C_2H_5COOH] = C - [C_2H_5COO^-]$
 $[C_2H_5COOH] = 5 \cdot 10^{-2} - 3,16 \cdot 10^{-3} = 4,7 \cdot 10^{-2} mol/L$

4. Coefficient d'ionisation :

$$\alpha = \frac{[C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]_i} = \frac{[C_2H_5COO^-]}{C} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} = 0,0252 \text{ soit } 2,52\%.$$

Exercice 2 :

Une solution d'ammoniac NH_3 de concentration molaire $C_b = 10^{-3} mol/L$ a un $pH = 10,1$.

1. Montre que l'ammoniac est une base faible.
2. Écris l'équation-bilan de sa réaction de l'ammoniac avec l'eau.
3.
 - 3.1 Cite les espèces chimiques présentes dans la solution.
 - 3.2 Calcule les concentrations molaires des espèces chimiques dans la solution.
 - 3.3 Déduis-en le coefficient d'ionisation de l'ammoniac.

CORRIGE

1. $14 + \log 10^{-3} = 11$ différent de $pH = 10,1$ donc la base n'est pas forte ; elle est faible.
2. L'équation-bilan : $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
3. Les espèces chimiques dans la solution :
 - 3.1. H_3O^+ ; OH^- ; NH_3 ; NH_4^+ ; H_2O
 - 3.2. Les concentrations molaires :
 - $[H_3O^+] = 10^{-10,1} = 7,94 \cdot 10^{-11} mol/L$
 - $[OH^-] = \frac{K_b}{[H_3O^+]} = 1,26 \cdot 10^{-4} mol/L$

- Electroneutralité de la solution : $[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$
 $[NH_4^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$. or $[H_3O^+] \ll [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] \cong [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-4} mol/L$
 - Conservation de la matière :
 $C_b = [NH_3] + [NH_4^+] \Rightarrow [NH_3] = C_b - [NH_4^+]$
 $[NH_3] = 10^{-3} - 1,26 \cdot 10^{-4} = 8,74 \cdot 10^{-4} mol/L$
- 3.3. Coefficient d'ionisation :
- $\alpha = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{[NH_4^+]}{C_b} = \frac{1,26 \cdot 10^{-4}}{10^{-3}} = 0,0126 \text{ soit } 1,26\%$

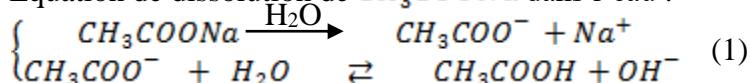
Exercice 3

Tu disposes de l'éthanoate de sodium et du chlorure de méthylammonium dans de l'eau.

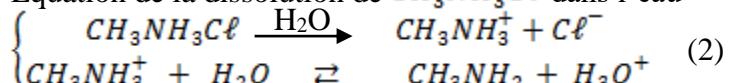
- Écris les équations de dissolution de ces composés dans l'eau.
- Indique le rôle (acide ou basique) de l'eau dans chaque réaction chimique.
- Précise la nature (acide ou basique) de chacune des solutions obtenues.

Solution:

- Équation de dissolution de CH_3COONa dans l'eau :



Équation de la dissolution de CH_3NH_3Cl dans l'eau



- Rôle (acide ou faible) de l'eau :

- Dans la réaction chimique $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$, l'eau cède un proton H^+ à l'ion éthanoate CH_3COO^- . L'eau joue le rôle d'acide dans cette réaction.
- Dans la réaction chimique $CH_3NH_3^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_2 + H_3O^+$, l'eau arrache un proton H^+ à $CH_3NH_3^+$. L'eau joue le rôle de base dans cette réaction.

- Nature de chaque solution :

- D'après l'équation (1) la réaction de l'ion éthanoate avec l'eau produit des ions OH^- . La solution aqueuse d'éthanoate de sodium est basique.
- D'après l'équation (2), la réaction de l'ion méthylammonium avec l'eau produit des ions H_3O^+ . L'aqueuse de chlorure de méthylammonium est acide.

EXERCICE 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur vous demande d'étudier une solution aqueuse de chlorure d'ammonium. Il met à votre disposition du chlorure d'ammonium solide (NH_4Cl) ainsi que la verrerie nécessaire et l'eau distillée.

Vous réalisez les opérations suivantes :

- d'une solution aqueuse S_1 de chlorure d'ammonium de concentration L . La mesure du pH de S_1 donne $pH_1 = 5,3$.
- A un volume $V_1 = 10 \text{ mL}$ de la solution S_1 vous ajoutez un volume $V_e = 90 \text{ mL}$ d'eau distillée. Vous obtenez une nouvelle solution S_2 de concentration C_2 . Le pH mesuré de S_2 donne $pH = 5,8$.

Vous préparez 1 L
 $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol / }$

- Tu es le rapporteur de ton groupe de T P.

On donne les masses molaires atomiques en g/mol : H : 1 N : 14 Cl : 35,5

1.

1.1.

m de solide pesé pour préparer cette solution (S_1).

Détermine la masse

1.2.

complètement la préparation de (S_1).

Décris

1.3.

bilan de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.

Ecris l'équation-

2.

2.1.

ammonium NH_4^+ est un acide faible.

Montre que l'ion

2.2.

bilan de la réaction de l'ion ammonium avec l'eau.

Ecris l'équation

2.3.

concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans (S_1).

Calcule les

2.4.

coefficient de dissociation α_1 de l'ion ammonium.

Calcule le

3.

3.1. Calculer C_2 .

3.2. Calcule les nouvelles concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans (S_2).

3.3. Calcule le nouveau coefficient d'ionisation α_2 .

3.4. Compare α_1 et α_2 et donne l'influence de la dilution sur la dissociation.

Solution

1.

1.1 Masse de solide NH_4Cl pesé : $m = C_1 V_1 M = 2,7\text{g}$

1.2 Processus de préparation de la solution S_1 :

- Peser 2,7g de solide NH_4Cl
- Mettre dans une fiole jaugée de 1000mL
- Ajouter l'eau distillée jusqu'au trait de jauge
- Homogénéiser.

1.3 Equation-bilan de dissolution : $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{eau}} \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

2.

2.1 $-\log C_1 = -\log 5 \cdot 10^{-2} = 1,3$ différent de $pH = 5,3$: NH_4^+ pas n'est fort, il est faible.

2.2 Équation-bilan $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

2.3 Concentrations molaires des espèces chimiques :

Espèces chimiques en solution : H_3O^+ ; OH^- ; Cl^- ; NH_4^+ ; NH_3 ; H_2O

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,3} = 5 \cdot 10^{-6}\text{mol/L}$
- $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2 \cdot 10^{-9}\text{mol/L}$
- $[\text{Cl}^-] = C_1 = 5 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$
- ENS :

$$[\text{NH}_4^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] \cong [\text{Cl}^-] = 5 \cdot 10^{-2}\text{ mol/L}$$

- Conservation de la matière :

$$C_1 = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] \Rightarrow [\text{NH}_3] = C_1 - [\text{NH}_4^+]$$

$$[\text{NH}_3] = C_1 - [\text{Cl}^-] - [\text{OH}^-] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \cong [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-6}\text{mol/L}$$

4. Coefficient d'ionisation :

$$\alpha = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{NH}_3]}{C_1} = \frac{5 \cdot 10^{-6}}{5 \cdot 10^{-2}} = 10^{-4}$$

EXERCICE 5

Tu assistes à la préparation d'une solution aqueuse S d'éthylamine ($C_2H_5NH_2$) par le technicien de laboratoire de chimie de ton établissement. La concentration de S est $C = 10^{-2} \text{ mol / L}$. La mesure de son pH donne $\text{pH} = 11,3$.

Tu désires déterminer le coefficient d'ionisation de cette solution.

1. Montre que l'éthylamine est une base faible et donne la différence entre une base forte et une base faible.
2. Écris l'équation bilan de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.
3. Calcule les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution S.
4. Calcule le coefficient d'ionisation α de l'éthylamine.

Solution :

1. Calculons $14 + \log C$

$$14 + \log C = 14 + \log 10^{-2} = 12. \text{ Or } \text{pH} = 11,3.$$

$14 + \log C \pm \text{pH}$. Donc l'éthylamine est une base faible.

2. $C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$

3. Les espèces chimiques dans la solution : H_3O^+ ; OH^- ; $C_2H_5NH_2$; $C_2H_5NH_3^+$; H_2O

Les concentrations molaires :

- $[H_3O^+] = 10^{-11,3} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$
- $[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Electroneutralité de la solution : $[C_2H_5NH_3^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$
 $[C_2H_5NH_3^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$. or $[H_3O^+] \ll [OH^-] \Rightarrow [C_2H_5NH_3^+] \cong [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Conservation de la matière :
 $C = [C_2H_5NH_2] + [C_2H_5NH_3^+] \Rightarrow [C_2H_5NH_2] = C - [C_2H_5NH_3^+]$
 $[C_2H_5NH_2] = 10^{-2} - 2 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

4. Coefficient d'ionisation :

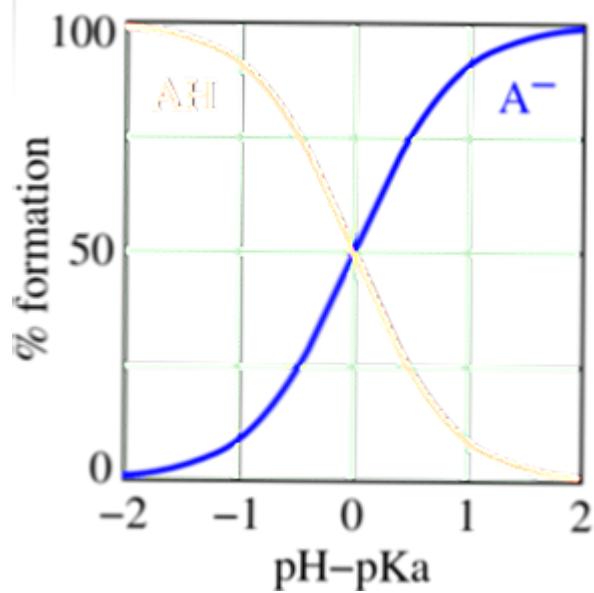
$$\alpha = \frac{[C_2H_5NH_3^+]}{C} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 0,2 \text{ soit } 20\%$$

IV. DOCUMENTATION

Dissociation des acides faibles

Le **acides faibles** sont ceux qui ne se dissocient que partiellement dans l'eau. Après dissociation, la solution où ils se trouvent atteint l'équilibre et on observe l'acide et sa base conjuguée présents simultanément. Les acides sont des molécules ou des ions capables de donner un ion hydronium (H^+) ou ils peuvent former une liaison covalente avec une paire d'électrons.

Celles-ci peuvent à leur tour être classées par force: acides forts et acides faibles. En parlant de la force d'un acide, c'est la propriété qui mesure le degré d'ionisation de ces espèces; c'est-à-dire la capacité ou la tendance d'un acide à perdre un proton.



Graphe de spéciation pour un acide faible qui dissocie

Le vinaigre est un exemple d'acide faible (acide éthanoïque).



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

COUPLE ACIDE/BASE - CLASSIFICATION

I. Situation d'apprentissage

Lors de la préparation du concours dénommé « génie en herbe » au Lycée Moderne d'Agnibilékrou, deux élèves de Terminale C échangent au sujet de la force des acides carboxyliques. L'un soutient que certains acides carboxyliques sont plus forts que d'autres, tandis que l'autre affirme que tous les acides carboxyliques ont la même force. Pour s'accorder, ensemble avec les autres élèves de la classe sous la supervision de leur professeur, ils cherchent à définir un couple acide/base, à déterminer le 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.

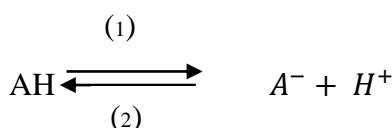
II. Contenu de la leçon**1. Définitions des acides et des bases selon Brönsted****1.1. Définition d'un acide**

Un acide est une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs protons H^+ .

1.2. Définition d'une base

Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .

On peut écrire symboliquement :



Dans le sens (1), l'acide AH cède le proton et dans le sens (2), la base A^- capte le proton.

2. Notion de couple acide/ base**2.1. Définition du couple acide/base**

(1)

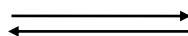
Soit l'équilibre chimique $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

(2)

- Dans le sens (1), CH_3COOH cède un proton H^+ : c'est un **acide**.
- Dans le sens (2), CH_3COO^- capte un proton H^+ : c'est une **base**.
- Ces deux espèces chimiques sont dites **conjuguées** et elles constituent le **couple acide/base** noté $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

De manière générale un couple acide/base est constitué par deux espèces chimiques conjuguées qui échangent un proton selon le schéma :

Acide Base + H^+

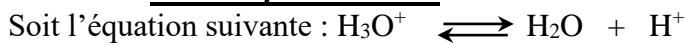


Et on le note **Acide/Base**.

2.2.Exemples de couples acide/base

- Acideéthanoïque/ ion éthanoate ($\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$)
- Acide méthanoïque/ ion méthanoate ($\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$)
- Acide monochloroéthanoïque/ ion monochloroéthanoate ($\text{CH}_2\text{ClCOOH}/\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$)
- Ion ammonium/ammoniac ($\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$)
- Ion méthylammonium/méthylamine ($\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$)
- Ion éthylammonium/éthylamine ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$)

2.3. Les couples de l'eau.



L'ion hydronium est susceptible de céder un proton ; c'est un **acide**.

Le couple résultant est : **$\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$** .

L'eau est donc la **base**.



L'ion hydroxyde est susceptible de capter un proton ; c'est une **base**.

Le couple résultant est : $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

L'eau est donc l'**acide**.

En somme, l'eau a un double comportement acide ou base : on dit que l'eau est **amphotère** ou qu'elle est un **ampholyte**.

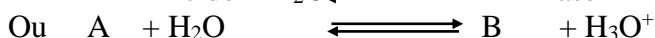
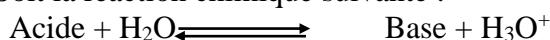
3. Constante d'aciditéKa d'un couple acide/base dans l'eau

3.1. Définition

C'est la constante d'équilibre qui régit l'équilibre chimique entre un acide et sa base conjuguée en solution aqueuse. Elle est notée **Ka**.

3.2. Expression du Ka

Soit la réaction chimique suivante :



La constante d'acidité du couple A/B dans l'eau est donnée par la relation :

$$K_a = \frac{[\text{B}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}]}$$

Remarque :

- *Ka est sans unité*
- *Ka dépend de la température*
- *Ka est indépendante des autres espèces chimiques présentes en solution.*

3.3. pKa du couple acide/base dans l'eau

Le pKa d'un couple acide/base dans l'eau est : $\text{pKa} = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-\text{pKa}}$

Donc : $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$

Valeurs de Ka et pKa à 25°C de quelques couples acide/base.

Couple acide/base	Ka	pKa
$\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,7
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,7
$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	$6,3 \cdot 10^{-10}$	9,2
$\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$	$1,9 \cdot 10^{-11}$	10,7

4. Détermination du pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

4.1 Étude théorique

On mélange un volume $V_a = 10\text{mL}$ d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-2}\text{mol/L}$ avec un volume $V_b = 40\text{mL}$ d'éthanoate de sodium de concentration $C_b = 10^{-1}\text{mol/L}$. Le pH du mélange est 5,4 à 25°C.

1. Ecris :

1.1. l'équation-bilan de la réaction entre CH₃COOH et H₂O.

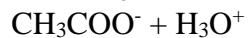
1.2. l'équation-bilan de la réaction entre CH₃COONa et H₂O et celle entre CH₃COO⁻ et H₂O.

2. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange puis détermine leur concentration molaire.

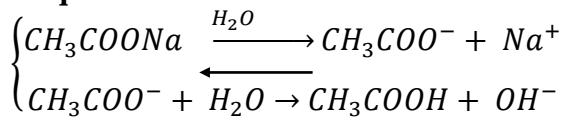
3. Détermine le pKa du couple présent dans le mélange.

1.

1.1. Equation- bilan



1.2. Equation-blans



2. Inventaire des espèces chimiques et détermination de leur concentration molaire.

Molécules : CH₃COOH ; H₂O

Ions : CH₃COO⁻ ; H₃O⁺ ; OH⁻ ; Na⁺

- Utilisation du pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

- Utilisation du Ke

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

- Ion spectateur

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b} \quad [\text{Na}^+] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- Electroneutralité

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] \quad \text{Or}$$

$$[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] \quad \text{de plus}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{Na}^+]$$

$$\text{D'où } [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{Na}^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$$

$$\text{Soit } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$$

$$\underline{[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

- Conservation de la matière

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_I + [\text{CH}_3\text{COO}^-]_I = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\text{Soit } \frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b} + \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b} = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b} + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b}$$

$$\underline{[\text{CH}_3\text{COOH}] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

Remarque :

Tout se passe si CH₃COOH et CH₃COO⁻ ne réagissaient pas.

De façon générale lorsqu'on mélange un volume V_a d'un acide faible de concentration C_a avec un volume V_b de sa base conjuguée de concentration C_b on a : [B]_{mél} = $\frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}$ et [A]_{mél} = $\frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b}$

$$\text{soit } \frac{[B]_{mél}}{[A]_{mél}} = \frac{C_b V_b}{C_a V_a} \text{ si } \frac{1}{10} \leq \frac{C_b V_b}{C_a V_a} \leq 10$$

$$\text{Comme } C_a = C_b \text{ on obtient } \frac{[B]_{mél}}{[A]_{mél}} = \frac{V_b}{V_a}$$

3. Détermination du pKa

Vérification $\frac{C_b V_b}{C_a V_a} = 4$. Condition vérifiée

Donc :

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} \text{ soit } \text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{C_b V_b}{C_a V_a}$$

$$\text{A.N : pKa} = \underline{5,4 - \log 4 = 4,80}$$

4.2 Vérification expérimentale de la relation $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$

4.2.1 Expérience et résultats

On mélange un volume V_a de CH_3COOH avec un volume V_b de $(\text{CH}_3\text{COO}^-, N_a^+)$ de même concentration tel que $V_a + V_b = \text{constante} = 100 \text{ mL}$. Après chaque mélange, on mesure le pH. Les valeurs sont consignées dans le tableau ci-dessous :

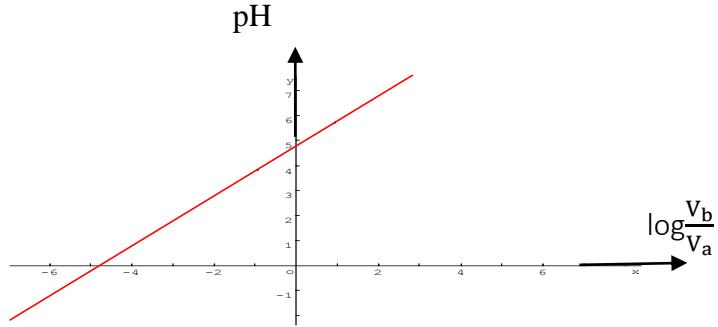
V_a (mL)	90	80	70	60	40	30	20	10
V_b (mL)	10	20	30	40	60	70	80	90
pH	3,8	4,15	4,4	4,6	4,9	5,1	5,35	5,7
$\log \frac{V_b}{V_a}$	-0,95	-0,6	-0,37	-0,18	0,18	0,37	0,6	0,95

1. Complète le tableau.
2. Trace le graphe $\text{pH} = f(\log \frac{V_b}{V_a})$ Echelle :
3. Montre que le pH peut s'écrire sous la forme $\text{pH} = \alpha \log \frac{V_b}{V_a} + \beta$ à partir du graphe.
4. Déduis-en les valeurs de pK_a et K_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

4.2.2. Exploitation de résultats

1. Voir tableau ci-dessus.

2. Tracé du graphe $\text{pH} = f(\log \frac{V_b}{V_a})$



3. Le graphe $\text{pH} = f(\log \frac{V_b}{V_a})$ est une droite affine. Son équation est de la forme $\text{pH} = \alpha \log \frac{V_b}{V_a} + \beta$

Déterminons de α

α est le coefficient directeur de la droite : $\alpha = \frac{\Delta \text{pH}}{\Delta \log \frac{V_b}{V_a}}$ A.N : $\alpha = 1$

Détermination de β

β est l'ordonnée à l'origine ; $\beta = 4,75$ (voir graphe ci-dessus ; la valeur du pH pour $\log \frac{V_b}{V_a} = 0$).

D'où $\text{pH} = 4,75 + \log \frac{V_b}{V_a}$

4. Par identification, on a : $\text{pK}_a = 4,75$ et on en déduit que $K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$

4.2.3. Conclusion

Une solution aqueuse contenant un acide et sa base conjuguée A/B faibles dans l'eau a pour

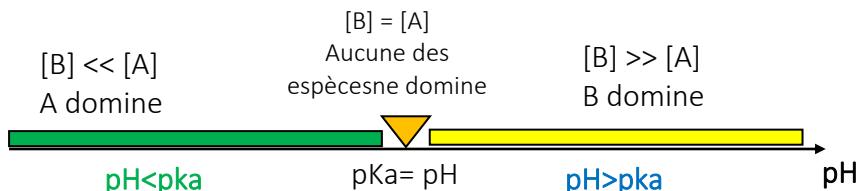
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$$

5. Domaines de prédominance d'un acide et de sa base conjuguée

5.1 Domaines de prédominance

La relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ permet de déterminer l'espèce prédominante (acide ou base) selon la valeur du pH de la solution, ainsi :

- Si $\text{pH} > \text{pK}_a \Rightarrow [\text{B}] > [\text{A}]$: la base prédomine.
- Si $\text{pH} = \text{pK}_a \Rightarrow [\text{B}] = [\text{A}]$: la base et l'acide sont en quantité égale.
- Si $\text{pH} < \text{pK}_a \Rightarrow [\text{B}] < [\text{A}]$: l'acide prédomine.



5.2. Application : les indicateurs colorés

5.2.1. Définition

Un indicateur coloré est une solution contenant le couple HIn/In^- dont les deux formes (acide et base conjuguée) ont des teintes (ou couleurs) différentes.

L'équation-bilan de sa réaction avec l'eau est :



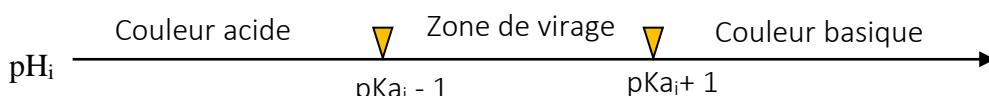
5.2.2. Zone de virage

La relation $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}$ devient pour un indicateur coloré $\text{pH}_i = \text{pK}_{\text{ai}} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$

Des expériences montrent que :

- si $[\text{HIn}] > 10[\text{In}^-]$ alors la forme acide impose sa couleur soit $\text{pH}_i < \text{pK}_{\text{ai}} - 1$
- si $[\text{HIn}] = [\text{In}^-]$, alors les deux formes colorées se superposent
- si $[\text{HIn}] < 10[\text{In}^-]$, alors la forme basique In^- impose sa couleur.

La zone comprise entre $\text{pK}_{\text{ai}} - 1$ et $\text{pK}_{\text{ai}} + 1$ est appelée *la zone de virage*. Dans cette zone les deux formes colorées se superposent.



5.2.3 Les principaux indicateurs colorés

Indicateurs colorés	Couleur acide	Zone de virage	Couleur basique
Hélianthine	rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Jaune	6 – 7,6	Bleu
Phénolphthaleïne	incolore	8,2 – 10	Rouge violacée

6. Force d'un acide faible, d'une base faible

6.1. Force d'un acide faible

6.1.1. Expérience et résultats

Soit deux solutions S_1 d'acide méthanoïque et S_2 d'acide éthanoïque de même concentration $C = 10^{-2}\text{mol/L}$. La mesure de leur pH à 25°C donne respectivement $\text{pH} = 2,9$ et $\text{pH} = 3,4$.

6.1.2. Exploitation des résultats

- 1.Ecris les équations d'ionisation des acides avec l'eau.
- 2.Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
- 3.Determine :
 - 3.1.les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
 - 3.2.les constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2} .
- 4.Déduis- en les pKa des deux couples.

<i>> Solution S₁</i>	<i>> Solution S₂</i>
<p><u>Espèces chimiques :</u></p> <p>Equation d'ionisation de l'acide méthanoïque : $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <p>Ions: OH⁻; H₃O⁺; HCOO⁻</p> <p>Molécules : HCOOH ; H₂O</p> <p><u>Calcul des concentrations :</u></p> <p>$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;</p> <p>$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$</p> <p>$[\text{HCOO}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;</p> <p>$[\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-] = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <p>$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-4}$;</p> <p>pKa = - log Ka = 3,74</p>	<p><u>Espèces chimiques:</u></p> <p>Equation d'ionisation de l'acide éthanoïque : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$</p> <p>Ions: OH⁻; H₃O⁺, CH₃COO⁻</p> <p>Molécules: CH₃COOH; H₂O</p> <p><u>Calcul des concentrations :</u></p> <p>$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$;</p> <p>$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$;</p> <p>$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$</p> <p>$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,65 \cdot 10^{-5}$;</p> <p>pKa = - log Ka = 4,78</p>

6.1.3. Interprétation

On constate qu'à concentrations égales :

$[\text{HCOO}^-] > [\text{CH}_3\text{COO}^-]$, l'acide méthanoïque s'ionise plus que l'acide éthanoïque.

L'acide méthanoïque est donc **plus fort** que l'acide éthanoïque.

$K_a(\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-) > K_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-)$

6.1.4. Conclusion

De deux acides faibles, le plus fort est celui qui appartient au couple qui a le plus grand Ka et donc le pKa correspondant le plus faible.

6.2. Force d'une base faible

6.2.1. Expérience et résultats

On considère deux solutions basiques de même concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

Une solution S₁ d'ammoniac dont le pH vaut 10,6 et une solution S₂ de méthylamine de pH = 11,3 à 25°C.

6.2.2. Exploitations des résultats

- 1.Ecris les équations d'ionisation dans l'eau.
- 2.Fais les inventaires des espèces chimiques présentes
- 3.Determine :
 - 3.1.les concentrations des espèces chimiques présentes dans chaque solution.
 - 3.2. les constantes d'acidité K_{a1} et K_{a2}
- 4.Déduis-en les pKa des deux couples.

<i>> Solution S₁</i>	<i>> Solution S₂</i>
<p><u>Espèces chimiques :</u></p> <p>Equation d'ionisation de l'ammoniac : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$</p> <p>Ions : NH₄⁺ ; OH⁻ ; H₃O⁺</p> <p>Molécules : NH₃ ; H₂O</p> <p><u>Calcul des concentrations :</u></p>	<p><u>Espèces chimiques :</u></p> <p>Equation d'ionisation: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$</p> <p>Ions : OH⁻ ; H₃O⁺; CH₃NH₃⁺</p> <p>Molécules : CH₃NH₂ ; H₂O</p> <p><u>Calcul des concentrations :</u></p>

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{pH-14} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ $[NH_4^+] = [OH^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $[NH_3] = C_b - [NH_4^+] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$	$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$; $[OH^-] = 10^{pH-14} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ $[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$; $[CH_3NH_2] = C_b - [CH_3NH_3^+] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
$K_{a1} = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 6,1 \cdot 10^{-10}$; $pK_{a1} = 9,2$	$K_{a2} = \frac{[CH_3NH_2][H_3O^+]}{[CH_3NH_3^+]} = 2 \cdot 10^{-11}$; $pK_{a2} = 10,7$

6.2.3. Interprétation

On remarque qu'à concentrations égales :

$[CH_3NH_3^+] > [NH_4^+]$, la méthylamine s'ionise plus que l'ammoniac.

La méthylamine est donc une base **plus forte** que l'ammoniac.

- $K_{a2} > K_{a1}$

6.2.4. Conclusion

De deux bases faible, la plus forte est celle qui appartient au couple qui a le plus petit ka et donc le pKa correspondant plus grand.

6.3. Conclusion générale

- La force d'un acide faible croît avec le Ka et décroît avec le pKa.
- La force d'une base faible croît avec le pKa et décroît avec le Ka.

7. Classification des couples acide/base dans l'eau

7.1. Couples dont l'acide est fort

La réaction d'un acide fort avec l'eau est totale. Ainsi tous les acides forts sont plus forts que H_3O^+ . H_3O^+ est le seul acide fort qui puisse exister dans l'eau. Les bases conjuguées des acides forts ne réagissent pas avec l'eau ; elles sont plus faibles que H_2O . Elles sont dites **indifférentes** dans l'eau.

7.2. Couples dont la base est forte

La réaction d'une base forte avec l'eau est totale. Les acides conjugués des bases fortes ne réagissent pas avec l'eau. On dit qu'ils sont **indifférents** et plus faibles que H_2O . Toutes les bases fortes sont plus fortes que l'ion OH^- .

Remarque :

Le classement relatif des acides forts et des bases fortes est impossible dans l'eau.

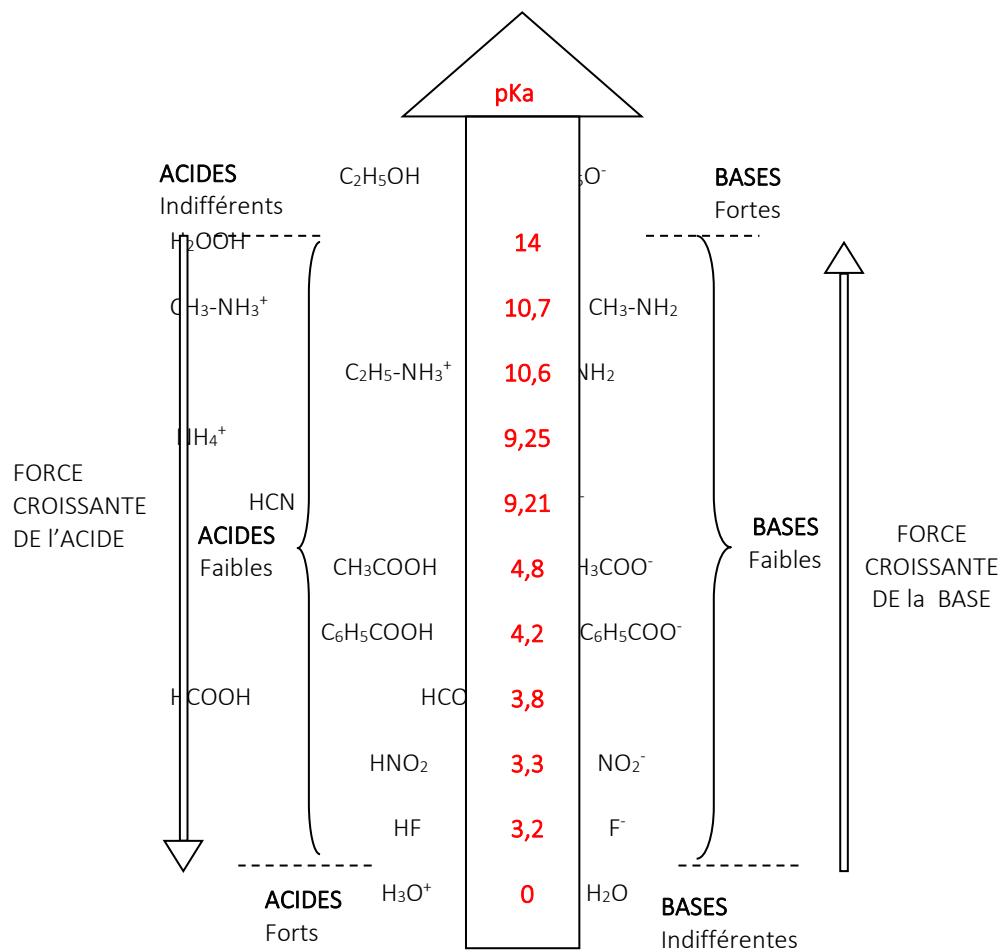
7.3. Couples dont l'acide et la base conjuguée sont faibles

La réaction d'un acide faible ou d'une base faible avec l'eau est partielle et aboutit à un équilibre chimique caractérisé par une constante d'équilibre appelée constante d'acidité Ka.

Ainsi :

- La base conjuguée d'un acide faible est faible et vice versa.
- Plus un acide faible est fort, plus sa base conjuguée est faible et vice versa.

7.4. Classification de quelques couples acide/base dans l'eau



SITUATION D'ÉVALUATION

Après le cours sur « couple acide/base », le professeur vous soumet à un test pour vérifier vos acquis.

A un volume $V_1=20\text{mL}$ d'une solution aqueuse de méthylamine de concentration $C_1=0,1\text{mol/L}$, on ajoute un volume $V_2=10\text{mL}$ d'une solution de chlorure de méthylammonium ($\text{CH}_3\text{NH}_3^+ ; \text{Cl}^-$) de concentration $C_2=0,2\text{mol/L}$. Le pH du mélange est de 10,7

Le professeur demande de déterminer la valeur du pKa du couple acide/base et comparer la force des deux bases.

Par ailleurs, il vous donne la valeur du pKa du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: $\text{pKa}=9,2$

1. Ecris l'équation de la réaction du méthylamine (CH_3NH_2) avec l'eau.

2.

2.1. Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange.

2.2. Détermine leurs concentrations molaires volumiques.

3.

3.1. Détermine la constante d'acidité K_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$ et deduis-en son pKa.

3.2. Compare la force des deux bases faibles CH_3NH_2 et NH_3 .

Solution:



2.

2.1.

Espèces chimiques :

Ions : OH⁻; H₃O⁺; CH₃NH₃⁺ et Cl⁻

Molécules : CH₃NH₂ et H₂O.

2.2. Déterminons les concentrations molaires :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 2 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{c_2 V_2}{V_T} = 6,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Electroneutralité

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \approx [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

A.N :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \approx 6,72 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] + [\text{CH}_3\text{NH}_2] = \frac{c_1 V_1}{V_T} + \frac{c_2 V_2}{V_T}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = \frac{c_1 V_1}{V_T} + \frac{c_2 V_2}{V_T} - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$$

A.N:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 6,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

3.

3.1.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = 2 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{pKa} = -\log K_a$$

AN :

$$\text{pKa} = 10,7.$$

3.2.

$$\text{pka}(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) < \text{pKa}(\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2).$$

Donc NH₃ est plus basique que CH₃NH₂.

III. EXERCICES

Exercice 1

Définis :

1. un acide selon Brönsted

2. une base selon Brönsted

3 un couple acide/base

4. un indicateur coloré.

Solution :

1. Un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs proton H⁺.

2. Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs proton H⁺.

3. Un couple acide/base est constitué par deux espèces chimiques conjuguées qui échangent un ou plusieurs protons.

4. Un indicateur coloré est une solution contenant le couple HIn/In⁻ dont les deux formes (acide et base conjuguée) ont des teintes (ou couleurs) différentes.

Exercice 2

On donne les valeurs du K_a des deux couples acide/base suivants à 25°C :

$$K_a(HSO_3^- / SO_3^{2-}) = 6,31 \cdot 10^{-8} \text{ et } K_a(CH_3COOH / CH_3COO^-) = 1,58 \cdot 10^{-5}$$

1. Compare les deux K_a .

2. Deduis-en :

2.1. l'acide faible le plus fort,

2.2. la base faible la plus forte.

Solution:

1. $K_a(CH_3COOH / CH_3COO^-) > K_a(HSO_3^- / SO_3^{2-})$

2.

2.1. CH_3COOH est le plus fort.

2.2. SO_3^{2-} est la base la plus forte.

Exercice 3

1°) Écris les couples acide/base correspondant à chacune des espèces suivantes :

Acide hypobromeux ($HBrO$) ; méthylamine (CH_3NH_2).

2°) On te donne les acides faibles suivants :

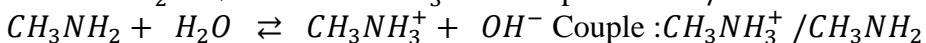
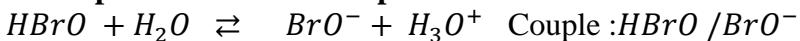


2.1 Écris la formule chimique et le nom de la base conjuguée de chacun de ces acides.

2.2 Écris les différents couples acide/base associés à ces acides.

Solution:

1. Couple acide/base correspondant :



2.

2.1 Formule chimique et nom de la base conjuguée

Acide faible	Formule chimique de la base conjuguée	Nom de la base conjuguée
$HCOOH$	$HCOO^-$	ion méthanoate
$CH_2ClCOOH$	CH_2ClCOO^-	ion monochloroéthanoate
$(CH_3)_3NH^+$	$(CH_3)_3N$	ion triméthylammonium

2.2 Couples acide/base associés



Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques de Physique-chimie, un groupe d'élèves de terminale scientifique réalise une expérience.

Ils mesurent le pH d'une solution aqueuse d'acide acétique (acide éthanoïque) de concentration molaire $Ca = 0,1 \text{ mol/L}$. Ils trouvent $pH = 2,9$.

Il leurs ait demandé de déterminer le pK_a du couple acide/base présent dans la solution.

Tu es sollicité pour faire le compte rendu.

1. Écris l'équation de dissociation de l'acide acétique dans l'eau.

2. Dis le couple acido-basique qui est mis en jeu ?

3.

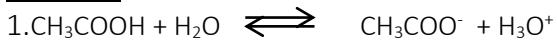
3.1. Fais l'inventaire de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution.

3.2. Détermine la concentration molaire de chacune de ces espèces chimiques.

3.3. Calcule la constante d'acidité K_a du couple précédent.

3.4. Déduis-en son pKa.

Solution:



2. C'est le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$

3.

3.1

Espèces chimiques:

Ions: OH^- ; H_3O^+ , CH_3COO^-

Molécules: CH_3COOH ; H_2O

3.2. Déterminons:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L};$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Electroneutralité

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_a - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

3.3.

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,61 \cdot 10^{-5}$$

3.4.

$$\text{pK}_a = -\log K_a = 4,8.$$

Exercice 5

Au cours d'une séance d'évaluation, le professeur de physique-chimie vous demande de déterminer la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple ion méthylammonium/méthylamine en considérant une solution aqueuse de méthylamine CH_3NH_2 de concentration molaire volumique $C = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} = 11,3$ à 25°C . Tu es désigné pour exposer ton travail.

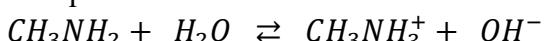
1. Donne les expressions du K_a et du pK_a du couple ion méthylammonium/méthylamine.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction chimique d'ionisation de la méthylamine dans l'eau.
3. Détermine les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution.
4. Déduis la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple ion méthylammonium/méthylamine.

Solution:

1. Expressions du K_a et pK_a du couple $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} \text{ et } \text{pK}_a = -\log K_a$$

2. Equation-bilan de la réaction chimique d'ionisation



3. Concentrations molaires volumiques

- espèces en solution : H_3O^+ ; OH^- ; CH_3NH_3^+ ; CH_3NH_2 ; H_2O

- calcul des concentrations molaires volumiques

- $[H_3O^+] = 10^{-pH}[H_3O^+] = 5,01 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$;
- $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} [OH^-] = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-12}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$;
- Electroneutralité de la solution
 $[H_3O^+] + [CH_3NH_3^+] = [OH^-]$;
 $[CH_3NH_3^+] = [OH^-] - [H_3O^+] \quad ; [OH^-] \ll [H_3O^+]$
 $[CH_3NH_3^+] \approx [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Conservation de la quantité de matière

$$C = [CH_3NH_3^+] + [CH_3NH_2] \Leftrightarrow [CH_3NH_2] = C - [CH_3NH_3^+]$$

$$[CH_3NH_2] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4. Constante d'acidité K_a et pK_a

$$K_a = \frac{[CH_3NH_2] \times [H_3O^+]}{[CH_3NH_3^+]} ; K_a = \frac{8 \cdot 10^{-3} \times 5,01 \cdot 10^{-12}}{2 \cdot 10^{-3}} K_a = 2 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{et } pK_a = -\log K_a ; pK_a = -\log(2 \cdot 10^{-11}) = 10,7$$

IV. DOCUMENTATION

L'aspirine ou acide acétylsalicylique 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 des prostaglandines au niveau de l'hypothalamus, il a des effets :

- antalgique, il diminue la douleur ;
- anti-inflammatoire (non stéroïdien) ;
- antipyrrétique, il fait baisser la fièvre ;
- en bloquant la synthèse plaquettaire du thromboxane A2, il favorise la circulation sanguine et évite la formation de caillots : effet antiagrégant 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.

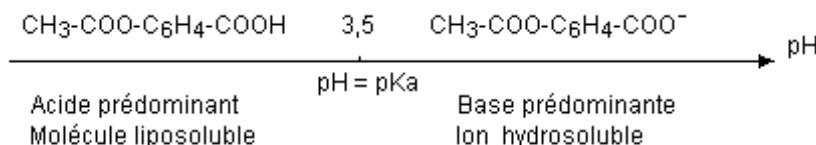


Diagramme de prédominance de l'acide acétylsalicylique (aspirine)



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

RÉACTIONS ACIDE – BASE. SOLUTION TAMPON

1) Situation d'apprentissage

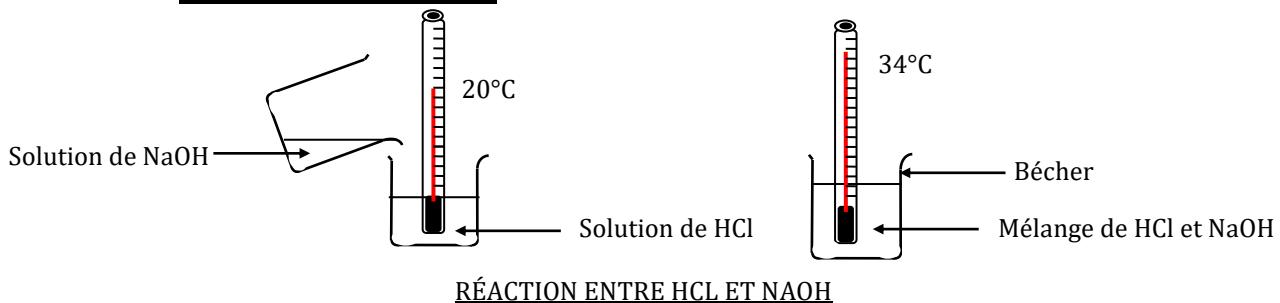
Deux élèves en classe de Terminale C au Lycée Moderne 2 de Man échangent avec le fils de leur tuteur qui est étudiant en agronomie. Ils apprennent que parmi les caractéristiques d'un sol, le pH joue un rôle important. Les meilleures conditions agronomiques sont au voisinage de la neutralité (pH voisin de 7) ; aussi corrige-t-on l'acidité d'un sol par des amendements : par exemple, le « chaulage » (apport de chaux) permet d'élever le pH d'un sol trop acide. Le lendemain, ils informent leurs camarades de classe. Voulant en savoir davantage, les élèves décident de connaître les caractéristiques de la réaction entre un acide et une base, de tracer la courbe de variation du pH au cours de la réaction et d'exploiter qualitativement et quantitativement la courbe de dosage.

2) Contenu de la leçon

I. Réaction entre un acide fort et une base forte

1. Nature de la réaction

1.1. Réaction exothermique



La réaction entre un acide forte et une base forte est **exothermique**.

1.2. Réaction totale

Mélangeons dans un bêcher, un volume $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$ et de $\text{pH} = 2$ à un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ d'une solution de soude de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. La mesure du pH du mélange donne $\text{pH} = 2,5$.

	Avant la réaction	Après la réaction
$n(H_3O^+) \text{ mol}$	$C_a \cdot V_a = 2 \cdot 10^{-4}$	$10^{-\text{pH}} (V_a + V_b) = 10^{-4}$
$n(OH^-) \text{ mol}$	$C_b \cdot V_b = 10^{-4}$	$\frac{K_e}{[H_3O^+]} \cdot (V_a + V_b) = 10^{-13} \approx 0$

La quantité de matière de H_3O^+ ayant réagi est égale à la quantité de matière de OH^- ajoutée.
 La réaction entre l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium est totale.
 La réaction entre un acide fort et une base forte est totale.

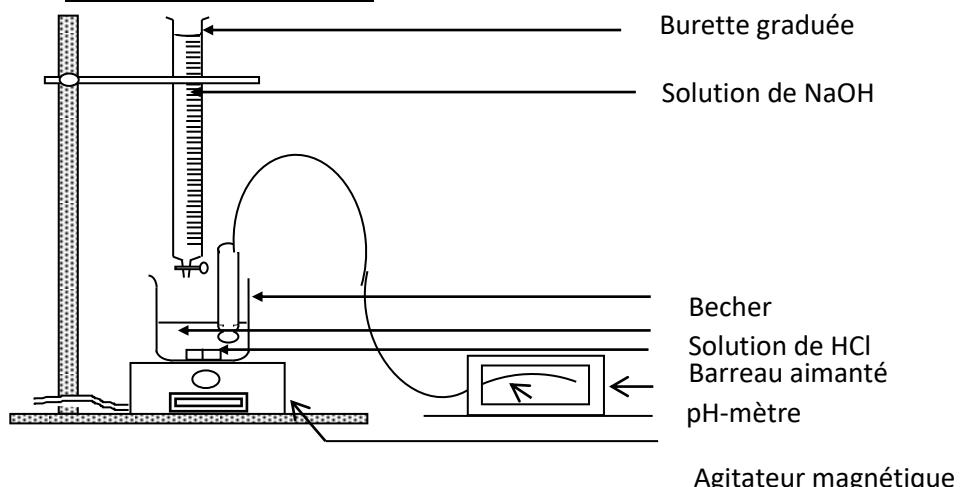
Son équation bilan s'écrit : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$

2. Étude de l'évolution du pH au cours de la réaction

2.1. Expérience

A $25^\circ C$, on verse à l'aide d'une burette graduée une solution de soude de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$ sur $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a inconnue. On relève le pH du mélange au fur et à mesure.

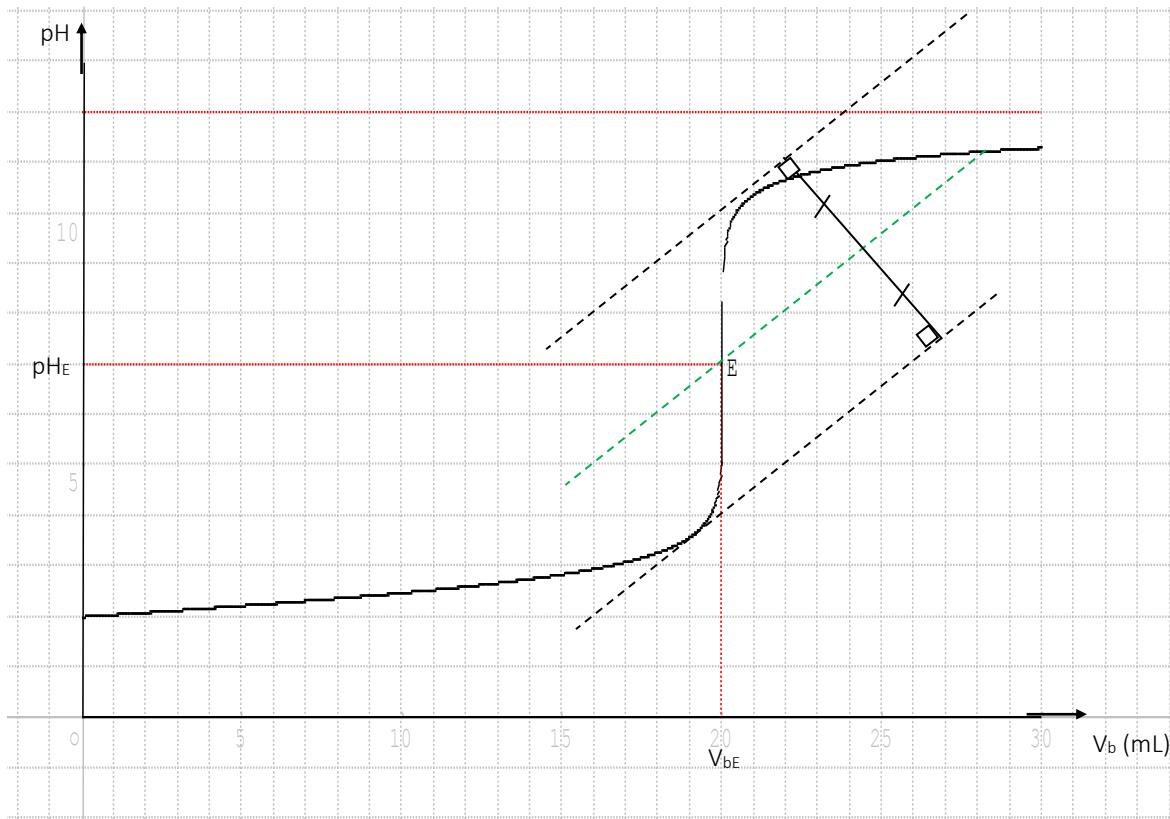
2.2. Montage expérimental



2.3 Tableau des mesures

$V_b \text{ (mL)}$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	19,5	20	20,5	21	22	24	26	28	30
pH	2,1	2,2	2,3	2,4	2,6	2,7	2,9	3,3	3,6	4,2	7	9,4	10,1	10,5	10,9	11,1	11,2		

2.4. Tracé de la courbe pH = f (V_b)



COURBE D'ÉVOLUTION DU pH EN FONCTION V_b VERSE

2.5. Analyse de la courbe

La courbe est croissante, comporte trois parties et présente un point d'inflexion E.

1^{ère} Partie : $0 < V_b \leq 19 \text{ mL}$: le pH varie peu lors de l'addition de la solution d'hydroxyde de sodium. La courbe est quasi linéaire et présente une concavité tournée vers le haut.

2^e Partie : $19 \text{ mL} \leq V_b \leq 21 \text{ mL}$: On observe un « saut de pH », la courbe change de concavité et présente un point d'inflexion E.

3^e Partie : $V_b > 21 \text{ mL}$: Le pH varie très peu et la courbe tend vers une asymptote horizontale d'équation $pH = pK_e + \log C_b$. La concavité de la courbe est tournée vers le bas.

2.6. L'équivalence acido-basique

2.6.1. Définition de l'équivalence acido-basique

L'équivalence acido-basique est l'état du mélange des réactifs dans les proportions stoechiométriques indiquées par l'équation-bilan de la réaction.

2.6.2. Relation d'équivalence

A l'équivalence acido-basique, la quantité de matière d'acide (ions hydronium) introduite est égale à la quantité de matière de base (ions hydroxyde) ajoutée.

Soit : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$

D'où :

$$\mathbf{C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE}}$$

2.6.3. Détermination graphique du point d'équivalence E

Le point d'équivalence se détermine à l'aide de la méthode des tangentes parallèles.

Les coordonnées du point d'équivalence sont :

$$E \left\{ \begin{array}{l} V_{bE} = 20 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 7 \end{array} \right.$$

2.6.4. Composition du mélange à l'équivalence

- **Ions** : Na^+ ; Cl^- ; H_3O^+ et OH^-
- **Molécules** : H_2O
- $[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ $[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- **Electroneutralité** : $[\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$ or $[\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+]$
D'où : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Produit ionique de l'eau : $K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$

Soit $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol/L}$

- **pH du mélange à l'équivalence** : $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 7$

A l'équivalence acido-basique, on obtient une solution neutre de chlorure de sodium de

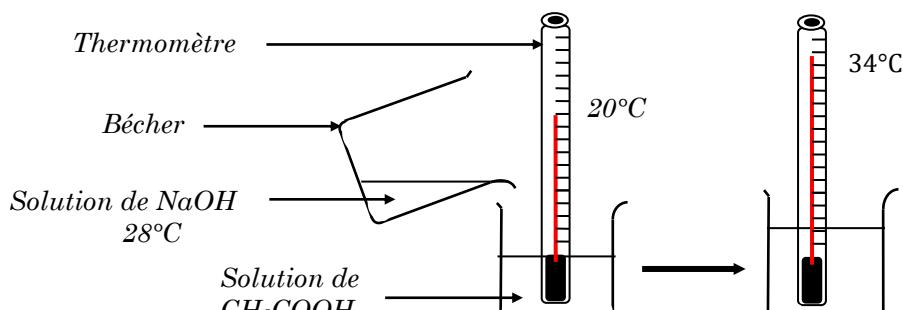
concentration : $C = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}}$

II. Réaction entre un acide faible et une base forte

1. Nature de la réaction

1.1 réaction exothermique

1.1.1 Expérience et observations



RÉACTION ENTRE CH_3COOH ET NAOH

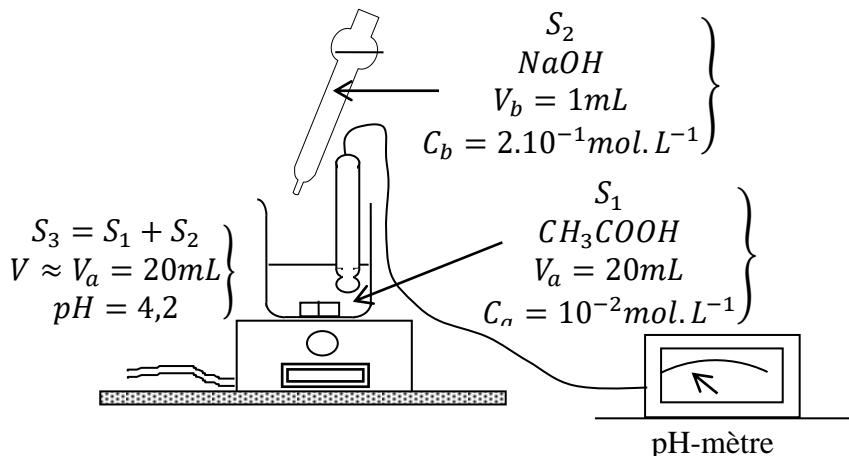
1.1.2 Conclusion

La réaction entre un acide faible et une base forte est exothermique.

1.2 Réaction totale

1.2.1 Expérience et résultats

A l'aide d'une pipette graduée, on verse $V_b = 1 \text{ mL}$ de solution de soude de concentration $C_b = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$ sur $V_a = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque de concentration $C_a = 10^{-2} \text{ mol/L}$. le pH du mélange est égale à 4,2.



1.2.2 Exploitation des résultats

- Inventaire des espèces chimiques
Ions : H_3O^+ ; OH^- ; CH_3COO^- ; Na^+
Molécules : H_2O ; CH_3COOH
 - Calcul des concentrations :
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,2} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
 $[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} ; [\text{OH}^-] = 1,6 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$
 $[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} \approx \frac{C_b V_b}{V_a}$ car $V_b \ll V_a$ donc $[\text{Na}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Équation de l'électroneutralité : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+]$
Or $[\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{Na}^+]$
Donc $[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx [\text{Na}^+] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- Conservation de la quantité de matière : $\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} \approx C_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$
Car $V_b \ll V_a$
Donc : $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_a - [\text{CH}_3\text{COO}^-] ; [\text{CH}_3\text{COOH}] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Composition des solutions :

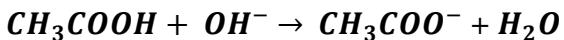
	Avant mélange	Après mélange
$n(\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ (mol)}$	$C_a V_a = 10^{-3}$	$[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot V_a = 0,8 \cdot 10^{-3}$
$n(\text{OH}^-) \text{ (mol)}$	$C_b V_b = 2 \cdot 10^{-4}$	$[\text{OH}^-] \cdot V_a = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

1.2.3 Interprétation

- Les ions OH^- introduits ont quasiment tous réagi : la réaction est donc totale
- La quantité de CH_3COOH disparue est égale à celle de OH^- introduite et disparue : la réaction se déroule donc entre ces deux espèces.

1.2.4 Conclusion

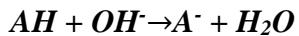
La réaction entre l'acide éthanoïque et la soude est totale et se déroule entre l'acide éthanoïque et l'ion hydroxyde. Son équation-bilan s'écrit :



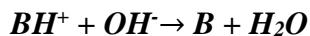
1.3 Conclusion

La réaction entre un acide faible et une base forte est exothermique et totale. L'équation – bilan est :

- Acide faible de type AH :



- Acide faible de type BH⁺



2. Évolution du pH au cours de la réaction

A 25°C, on verse à l'aide d'une burette graduée, une solution de soude de concentration C_b = 0,1 mol/L sur un volume V_a = 20mL d'acide éthanoïque de concentration C_a inconnue. On relève le pH du mélange au fur et à mesure.

2.1. Dispositif expérimental

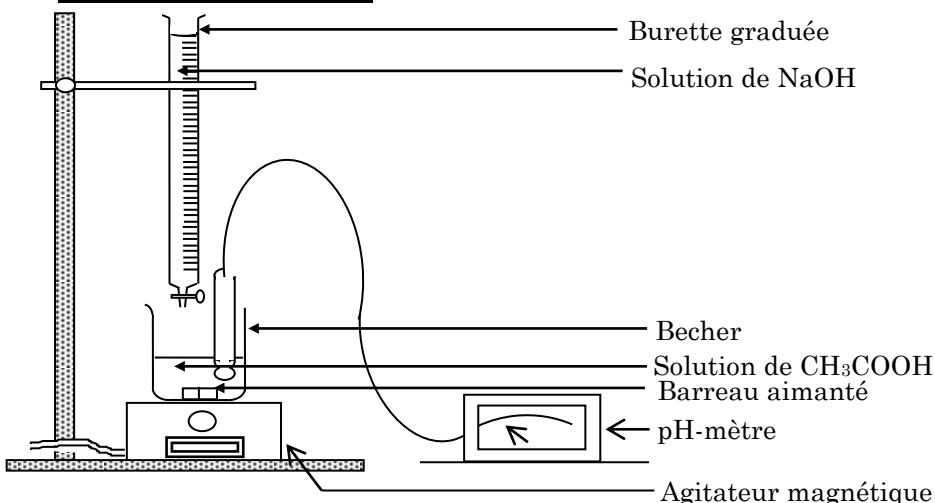


SCHÉMA DU DISPOSITIF DE DOSAGE pH MÉTRIQUE

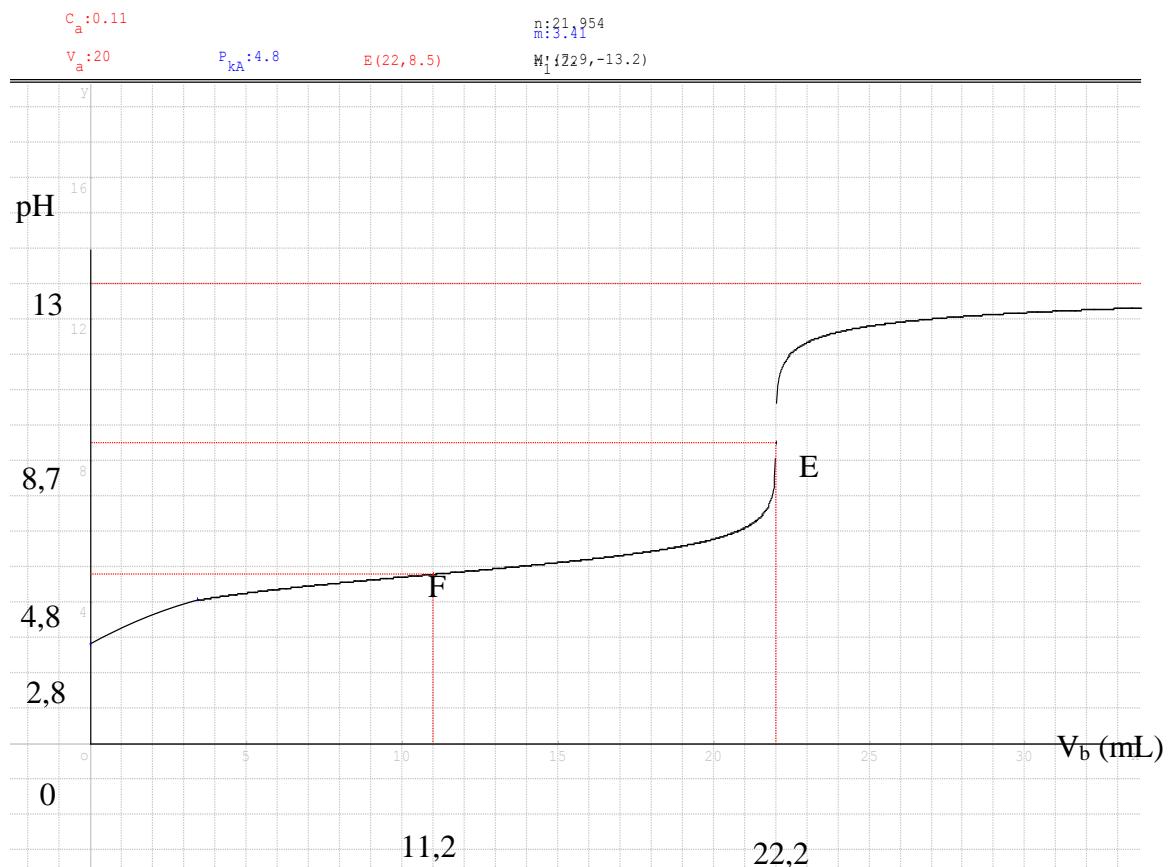
2.2. Tableau des mesures

A chaque volume de soude versé, on mesure le pH du mélange. Les valeurs sont consignées dans le tableau ci-dessous :

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

15	16	17	18	19	20	21	21,5	22	22,5	23	24	25	26	27
4,9	5	5,1	5,2	5,3	5,5	5,9	6,2	7	10,7	11,2	11,6	11,8	11,9	12

2.3. Courbe de variation du pH en fonction du volume de soude versé.



2.4. Exploitation de la courbe

La courbe est croissante. Elle comporte quatre (04) parties, trois (03) concavités et donc présente deux points d'inflexion E et F.

- $0 \leq V_b \leq 4$ mL : Le pH croît rapidement. La concavité de la courbe est tournée vers le bas.
- $4 \text{ mL} \leq V_b \leq 21$ mL : Le pH varie peu, il croît de façon quasi linéaire avec un changement de concavité. La courbe présente un point d'inflexion F appelé point de demi-équivalence.
- $21 \text{ mL} \leq V_b \leq 23$ mL : On observe un saut de pH avec changement de concavité de la courbe. La courbe présente un second point d'inflexion E : le point d'équivalence.
- $23 \text{ mL} \leq V_b \leq \text{mL}$: La courbe présente une asymptote horizontale d'équation $\text{pH} = \text{p}K_e + \log C_b$. Le pH du mélange tend vers celui de la base forte (NaOH).

2.5 . Le point d'équivalence E

- **Relation d'équivalence acido-basique :**
 $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{OH}^-)$ soit $C_a V_a = C_b V_{bE}$
- **Détermination graphique des coordonnées de E :**
 A l'aide de la méthode des tangentes parallèles, on obtient :

$$E (V_{bE} = 22,2 \text{ mL} ; pH_E = 8,7)$$

Remarque : A l'équivalence acido-basique, on a : $pH = 8,7$. La solution est donc basique.

2.6. Composition du mélange à l'équivalence

- Inventaire des espèces chimiques :

Ions : H_3O^+ , OH^- ; Na^+ ; CH_3COO^- ;

Molécules : H_2O ; CH_3COOH

- Calcul des concentrations :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L} ; [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-14} = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}} =$$

$$\underline{\text{Relation l'électroneutralité}} : [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]; [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$\text{De plus, } [\text{Na}^+] \gg [\text{OH}^-]$$

$$\text{D'où : } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+]$$

$$\underline{\text{Conservation de la matière}} : [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\text{Soit } [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} - ([\text{Na}^+] - [\text{OH}^-])$$

$$\text{Or } C_a V_a = C_b V_{bE}; \text{ D'où } [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Conclusion : A l'équivalence acido-basique, les espèces majoritaires sont : CH_3COO^- et Na^+ . On a donc une solution aqueuse d'éthanoate de sodium d'où le caractère basique de la solution à l'équivalence.

2.7. Le point de demi-équivalence F :

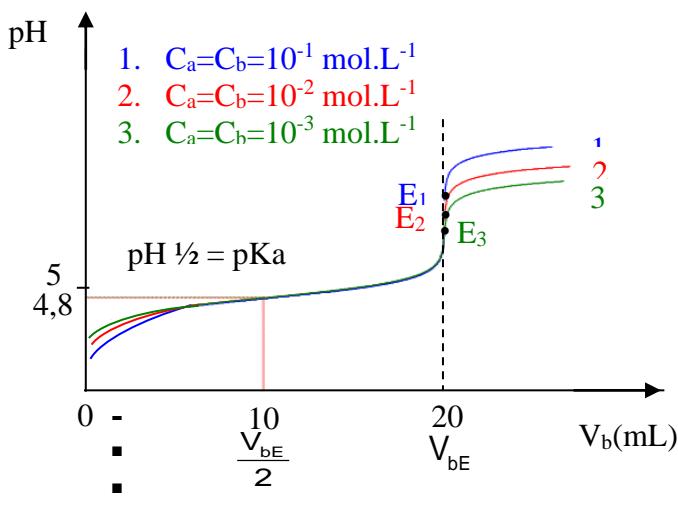
$$\text{A la demi-équivalence, } V_{bF} = \frac{1}{2} V_{bE}.$$

$$\text{On obtient ainsi : } F \left\{ \begin{array}{l} V_{bE} = 11,1 \text{ mL} \\ \text{pH}_E = 4,8 \end{array} \right.$$

A la demi-équivalence le pH de la solution est égal au pKa du couple acide / base mis en jeu.

Remarque : Le point de demi-équivalence permet de déterminer graphiquement le pKa du couple.

3. Influence des concentrations sur l'allure de la courbe



- Le saut de pH augmente avec la concentration

III. Réaction entre un acide fort et une base faible

2.1. Caractéristiques de la réaction

La réaction entre un acide fort et une base faible est totale et exothermique.

Son équation-bilan s'écrit :

- Base faible de type A⁻: $A^- + H_3O^+ \rightarrow AH + H_2O$
- Base faible de type B : $B + H_3O^+ \rightarrow BH^+ + H_2O$

2.2 Action de l'acide chlorhydrique sur l'ammoniac

Dans un bêcher, on introduit $V_B = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac de concentration C inconnue. A l'aide d'une burette graduée, on y ajoute un volume V (en mL) d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C' = 0,14 \text{ mol/L}$ puis on mesure au fur et à mesure le pH du mélange. On obtient alors le tableau de mesures suivant :

V (mL)	0	6	10	12	14	14,2	14,4	14,5	14,8	15	15,2	16	18	20	30
pH	11,1	9,5	9	8,6	7,7	7	6,5	6	5	4	2,8	2,6	2,2	2	1,6

1. Écris l'équation – bilan de la réaction acido-basique.

2. Trace la courbe $\text{pH} = f(V)$.

Échelle: 1 cm \leftrightarrow 2 mL et 1 cm pour une unité de pH.

3. Déduis de cette courbe :

- 3.1 Les coordonnées du point d'équivalence.
- 3.2 La valeur du pK_a du couple concerné.
- 3.3 La concentration C de la solution d'ammoniac.
- 3.4 Pourquoi la solution est acide à l'équivalence.

IV. Solutions tampons

1. Composition d'une solution tampon

Au cours de la réaction entre un acide faible et une base forte ou d'une réaction entre une base faible et un acide fort, la solution obtenue à la demi-équivalence est appelée solution tampon.

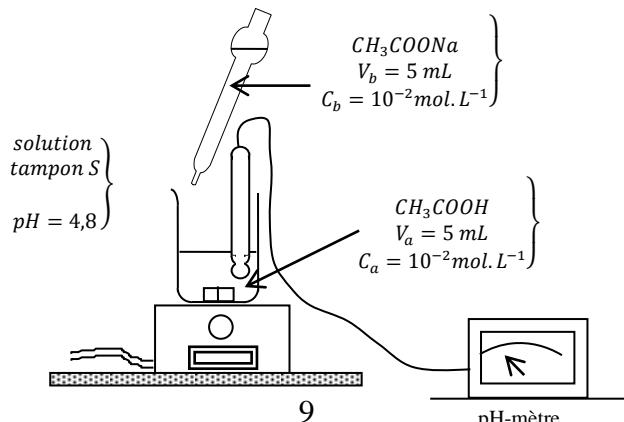
Cette solution est telle que :

- $\text{pH} = \text{pK}_a$ du couple acide/base en présence dans la solution.
- $[\text{Acide}] = [\text{Base conjuguée}]$

Une solution tampon est donc constituée d'un mélange équimolaire d'un acide et de sa base conjuguée.

2. Propriétés d'une solution tampon

2.1. Expérience et observations



	pH
<i>Tube témoin</i>	4,8
Quelques gouttes de NaOH à 0,1 mol/L	4,9
Quelques gouttes de HCl à 0,1 mol/L	4,7
Quelques cm ³ d'eau	4,82

2.2. Conclusion

Une solution tampon est une solution aqueuse dont le pH :

- varie peu suite à une dilution modérée.
- augmente peu suite à l'addition modérée d'une base.
- diminue peu suite à l'addition modérée d'un acide.

3. Préparation d'une solution tampon

Il existe trois méthodes de préparation d'une solution tampon :

3.1 Mélange d'un acide faible A et d'une base forte jusqu'à la demi-équivalence.

$$\circ \quad n(OH^-) = \frac{n(A)}{2} \text{ soit } C_b \cdot V_b = \frac{C_a V_a}{2}$$

Détermine le volume V_b d'hydroxyde de sodium de concentration C_b = 0,5 mol.L⁻¹ que l'on doit ajouter à un volume V_a = 20 mL d'une solution d'acide éthanoïque (pK_a = 4,8) de concentration

C_a = 0,1 mol.L⁻¹ pour obtenir une solution tampon de pH = 4,8.

Solution

Pour avoir une solution tampon de pH = 4,8, il faut que : [CH₃COOH] = [CH₃COO⁻].

L'équation-bilan de la réaction est : CH₃COOH + OH⁻ → CH₃COO⁻ + H₂O

$$\text{Ainsi: } n(OH^-) = \frac{1}{2} n(CH_3COOH) \Rightarrow C_b \cdot V_b = \frac{C_a V_a}{2}$$

$$\text{Soit: } V_b = \frac{C_a V_a}{2 C_b}. \quad V_b = 2 \text{ mL}$$

3.2 Mélange d'un acide fort et d'une base faible jusqu'à la demi-équivalence.

$$\circ \quad n(H_3O^+) = \frac{n(B)}{2} \text{ soit } C_a \cdot V_a = \frac{C_b V_b}{2}$$

Activité d'application

Détermine le volume V_a d'acide chlorhydrique de concentration C_a = 0,4 mol.L⁻¹ que l'on doit ajouter à un volume V_b = 40 mL d'une solution d'ammoniac (pK_a = 9,2) de concentration

C_b = 0,2 mol.L⁻¹ pour obtenir une solution tampon de pH = 9,2.

Solution :

Pour avoir une solution tampon de pH = 9,2 ; il faut que : [NH₃] = [NH₄⁺].

L'équation-bilan de la réaction est : NH₃ + H₃O⁺ → NH₄⁺ + H₂O

$$\text{Ainsi: } n(NH_4^+) = n(H_3O^+) = \frac{1}{2} n_{init}(NH_3) \Rightarrow C_a \cdot V_a = \frac{C_b V_b}{2}$$

$$\text{Soit: } V_a = \frac{C_b V_b}{2 C_a}. \quad V_a = 10 \text{ mL}$$

3.3 Mélange équimolaire d'un acide faible (A) et de sa base conjuguée (B).

- $n(A) = n(B)$ soit $C_a V_a = C_b V_b$

-

Activité d'application

Détermine le volume V_a d'acide méthanoïque de concentration $C_a = 0,1\text{mol.L}^{-1}$ et le volume V_b de méthanoate de sodium de concentration $C_b = 0,3\text{mol.L}^{-1}$ qu'il faut mélanger pour obtenir un volume $V = 1 \text{ L}$ de solution tampon de $\text{pH} = 3,8$. Le pK_a du couple A/B est de 3,8.

Solution :

Il faut que : $C_a V_a = C_b V_b$ et $V_a + V_b = V = 1\text{L}$.

Soit : $V_a = \frac{C_b V_b}{C_a}$ et $V_a = \frac{C_b(V - V_a)}{C_a}$; on a : $V_a = 750 \text{ mL}$

Ainsi donc : $V_b = V - V_a = 1000 - 750 = 250 \text{ mL}$

Il faut donc mélanger $V_a = 750 \text{ mL}$ d'acide méthanoïque et $V_b = 250 \text{ mL}$ de méthanoate de sodium pour obtenir 1L de solution tampon de $\text{pH} = 9,2$.

4. Intérêt d'une solution tampon

- En chimie :
 - l'étalonnage de pH-mètres
 - le contrôle du pH lors des réactions d'oxydoréductions
- En biologie
 - favorise les réactions enzymatiques des médicaments
 - favorise l'assimilation des nutriments par le sang (atténue la saveur acide du sang).

Situation d'évaluation

Au cours d'une séance d'eTP, à l'aide d'une burette graduée, le professeur vous demande d'étudier une réaction acide-base. Pour ce faire, tu verses dans $V_b = 50\text{mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium, une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 10^{-2}\text{mol.L}^{-1}$. Tu mesures le pH en fonction du volume V_a de la solution d'acide versé. Les valeurs correspondantes sont rassemblées dans le tableau suivant :

$V_a(\text{mL})$	0	1	2	3	4	5	6	7	9	10	11
pH	11.5	11.5	11.5	11.4	11.3	11.3	11.3	11.2	11.2	11.1	11

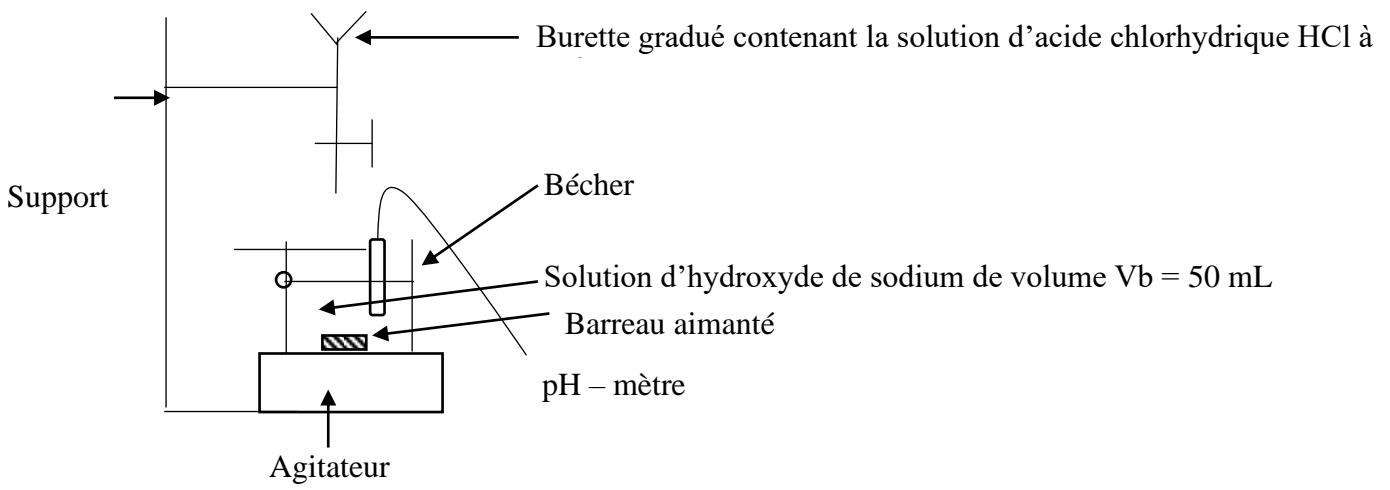
$V_a(\text{mL})$	12	13	14	15	16	16.25	16.5	16.75	17	17.5	18	20
pH	11	10.9	10.8	10.6	9.9	9.6	7.3	4.4	4.1	3.8	3.6	3.3

1. Fais le schéma annoté du montage expérimental.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
3. Que peut-on dire du pH de la solution obtenue à l'équivalence à 25°C .
4. Trace la courbe $\text{pH} = f(V_a)$.
Échelle : 1cm pour une unité de pH et 1cm pour 2mL.
5. Détermine graphiquement les coordonnées du point d'équivalence E.
6. Déduis la concentration C_b de la solution d'hydroxyde de sodium.

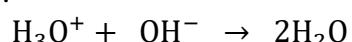
7. Détermine les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans mélange lorsque l'on a versé $V_a = 10\text{mL}$ d'acide chlorhydrique.
8. Dis vers quelle limite tend la valeur du pH de la solution finale quand tu ajouteras une très grande quantité de solution d'acide chlorhydrique.

Résolution de la situation dévaluation

1. Schéma annoté du montage :

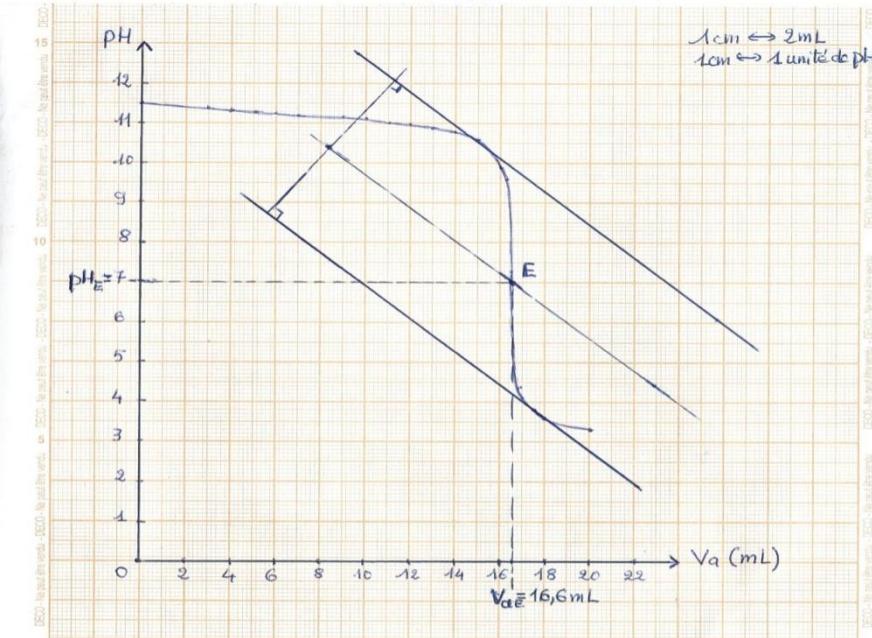


- 1- Équation-bilan de la réaction :



- 2- Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$:

Échelle : $1 \text{ cm} \leftrightarrow 2 \text{ mL}$; $1 \text{ cm} \leftrightarrow 1 \text{ unité de pH}$



3- Coordonnées du point d'équivalence E :

En utilisant la méthode des tangentes parallèles

$$E \left\{ \begin{array}{l} V_{AE} = 16,6 \text{ mL} \\ pH_E = 7 \end{array} \right.$$

4- pH de la solution obtenue à l'équivalence :

le Ph de la solution obtenue à l'équivalence à 25°C est neutre ($pH_E = 7$). La solution est neutre.

5- Concentration C_b de la solution d'hydroxyde de sodium :

À l'équivalence $n(H_3O^+) = n(OH^-)$

$$C_a V_a E = C_b V_b$$

$$C_b = C_a \cdot \frac{V_{aE}}{V_b} \rightarrow C_b = 10^{-2} \times \frac{16,6}{50} \text{ soit } C_b = 3,32 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

6- Concentrations molaires des espèces pour $V_a = 10 \text{ mL}$

-espèces en solution : H_3O^+ , OH^- , Na^+ , Cl^-

Pour $V_a = 10 \text{ mL}$ on a $pH = 11,1$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,1} \text{ soit } [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}; [Cl^-] = \frac{C_a \cdot V_a}{V_a + V_b} = 1,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

7- Limite de pH

Quand tu ajouteras en très grande quantité la solution d'acide chlorhydrique ,le pH tendra vers le pH de la solution d'acide chlorhydrique (pH = 2 valeur limite)

III. EXERCICES

Exercice 1

Tu mélanges une solution S_1 d'acide et une solution S_2 de base. Il se produit une réaction acido-basique qui se traduit par un transfert de proton entre les deux espèces chimiques (Acide et base).

1. Pour un acide fort S_1 et une base S_2 , cette réaction est :
 - a. totale et athermique
 - b. totale et endothermique
 - c. totale et exothermique
 - d. limité et athermique.
2. Pour un acide fort S_1 et une base S_2 , cette réaction est :
 - a. totale et exothermique
 - b. totale et endothermique
 - c. limitée et exothermique
 - d. limitée et athermique.
3. Pour un acide fort S_1 et une base S_2 , cette réaction est :
 - a. Totale et endothermique
 - b. limitée et exothermique
 - c. limitée et endothermique
 - d. totale et exothermique.

Pour chacune des propositions ci-dessus, écris le numéro de la proposition suivie de la (ou les) lettre(s) correspondant à la (ou les) bonne (s) réponse(s).

Solution

1. c
2. a
3. d

Exercice 2

- A. Complète les phrases suivantes avec les mots ou groupes de mots qui conviennent.
1. Au cours de la réaction entre un acide fort et une base forte, le pH à l'équivalence est
 2. Lorsqu'on fait réagir un acide fort sur une base faible, le pH à l'équivalence est
 3. Lors de la rection entre un acide faible et une base forte, le Ph à l'équivalence est

Solution

1. Au cours de la réaction entre un acide fort et une base forte, le pH à l'équivalence est **neutre**. (**le pH est égale à 7 à 25°C**).
2. Lorsqu'on fait réagir un acide fort sur une base faible, le pH à l'équivalence est **acide** (**le pH est inférieur à 7 à 25°C**).
3. Lors de la rection entre un acide faible et une base forte, le Ph à l'équivalence est **basique**.(**le pH est supérieur à 7 à 25°C**).

- B. Au de la réaction entre un acide faible et une base faible, tu traces la courbe de variation du pH en fonction du volume V_A d'acide versé. Cette courbe $pH = f(V_A)$ obtenue présente :
- trois parties
 - quartes parties
 - trois points d'inflexions
 - deux points d'inflexion
 - Un point d'inflexion

Écris les lettres qui correspondants à aux bonnes réponses.

Solution

b et d.

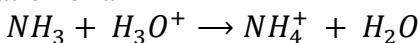
Exercice 3

Une solution aqueuse S_1 d'ammoniac NH_3 de concentration molaire volumique $C_b = 4 \cdot 10^{-2}$ mol/L a un $pH = 10,9$. Dans un volume $V_b = 20$ mL de cette solution, on ajoute un volume V_a d'acide chlorhydrique de concentration molaire volumique, $C_a = 3 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

- Écris l'équation bilan de la réaction acido-basique qui a lieu.
- Détermine la valeur de la constante d'acidité pKa du couple ion ammonium/ammoniac en étudiant qualitativement la solution S_1
- Détermine le volume V_a d'acide pour obtenir une solution de $pH = 9,2$
- Donne les propriétés de la solution ainsi préparée.

Solution 3

1. Équation bilan



2. Valeur du pKa :

- ✓ espèces en solution H_3O^+ ; OH^- ; NH_4^+ ; NH_3 ; H_2O
- ✓ Calcul des concentrations :
 - $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10,9} = 1,26 \cdot 10^{-11} mol/L$
 - $[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,9}} = 7,94 \cdot 10^{-4} mol/L$
 - Electroneutralité $[H_3O^+] + [NH_4^+] = [OH^-]$ donc $[NH_4^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$
Comme $[OH^-] \gg [H_3O^+]$ alors $[NH_4^+] \approx [OH^-] = 7,94 \cdot 10^{-4} mol/L$
 - Conservation de la matière $C_b = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3] = C_b - [NH_4^+]$
 $[NH_3] = 4 \cdot 10^{-2} - 7,94 \cdot 10^{-4} = 3,92 \cdot 10^{-2} mol/L$
- ✓ Valeur du pKa :

$$\text{On a } pH = pKa + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow pKa = pH - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

$$pKa = 10,9 - \log \frac{3,92 \cdot 10^{-2}}{7,94 \cdot 10^{-4}} = 9,20.$$

3. volume V_a d'acide :

La solution de $pH = 9,2$ est une solution tampon car $pH = pKa$ du couple (NH_4^+ / NH_3) mis en jeu

$$\Rightarrow n_a = \frac{n_b}{2} \Rightarrow C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2} \text{ donc } V_a = \frac{C_b V_b}{2 C_a} = \frac{4 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3}}{2 \times 3 \cdot 10^{-2}} = 13,33 \cdot 10^{-3} L = 13,33 \text{ mL}$$

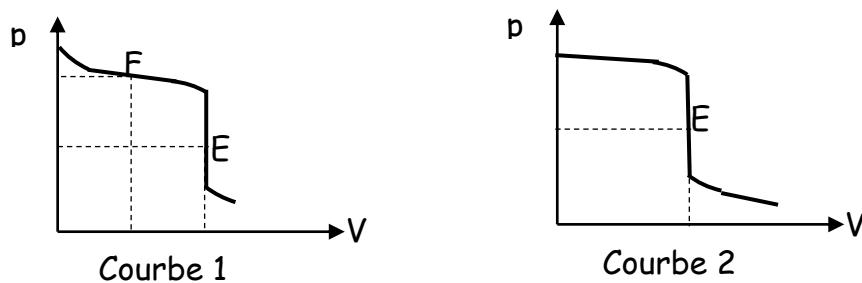
4. Propriétés : Le pH d'une solution tampon varie peu lors d'une dilution modérée et lors d'une addition modérée d'un acide fort ou d'une base forte.

Exercice 4

Dans la salle de collection de ton établissement se trouvent trois flacons A , B et C contenant soit une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3) ,une solution d'acide chlorhydrique (HCl) ; une solution d'hydroxyde de sodium (KOH) .En vue d'identifier le contenu de chaque flacon ,ton groupe de travail sous la supervision de votre professeur de physique-chimie réalise une série de dosages avec les solutions ci-dessus :

Premier dosage : le groupe fait réagir A et C et obtient la courbe 1 comportant un $\text{pH}_E = 5,4$

Deuxième dosage : le groupe met en réaction A et B , il obtient la courbe 2 avec un $\text{pH}_E = 7$



Données :

Toutes solutions sont prises à 25°C et ont la même concentration molaire volumique $C = 10^{-2}\text{ mol. L}^{-1}$

Les zones de virage des indicateurs colorés : BBT (6 -7,6) ; rouge de méthyle (4,2-6,2) ; phénolphthaleine (8,2 -10).

Tu es désigné par le groupe pour faire le rapport

1.En t'appuyant sur le premier dosage

- 1.1. Précise la nature des solutions utilisées, justifie ta réponse
- 1.2. Identifie les contenus des flacons A et C
- 1.3. Écris l'équation –bilan du dosage

2.En te servant du deuxième dosage

- 2.1. Précise la nature des solutions utilisées, justifie ta réponse
- 2.2. Identifie le contenu du flacon B.
- 2.3. Écris l'équation-bilan du dosage

3.

- 3.1. Donne la nature du mélange à l'équivalence
 - 3.1.1.du dosage 1 ;
 - 3.1.2.du dosage 2 .
- 3.2.Cite l'indicateur coloré approprié dans :
 - 3.2.1.le dosage 1 .
 - 3.2.2.le dosage 2

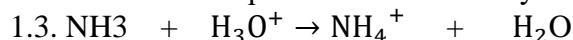
4. Nomme la solution qu'on obtient au point F de la courbe 1 puis donne ses propriétés

Solution

1.

1.1. La courbe 1 est celle du dosage d'une base faible par un acide fort car cette courbe est décroissante et présente quatre parties ou elle décroissante et présente deux points d'inflexion ou elle est décroissante et présente trois concavités .

1.2. A : solution aqueuse d'acide chlorhydrique HCl et B : Solution aqueuse d'ammoniac NH₃



2.

2.1. La courbe 2 est celle du dosage d'une base forte par un acide fort car la courbe est décroissante et présente trois parties ou elle est décroissante et présente un point d'inflexion ou elle est décroissante et présente deux concavités.

2.2. B : Solution aqueuse d'hydroxyde de potassium KOH



3.

3.1. Donnons la nature du mélange à l'équivalence

3.1.1 dosage 1 :

pH_E< 7 : le mélange est acide car on obtient à l'équivalence un mélange équimolaire d'ions ammonium NH₄⁺ et d'ion chlorure Cl⁻ c'est à dire la solution de chlorure d'ammonium qui est un acide faible.

3.1.2. Dosage 2 :

pH_E = 7 : le mélange est neutre car on obtient à l'équivalence un mélange équimolaire d'ions potassium K⁺ et d'ions chlorure Cl⁻ , c'est-à-dire la solution de chlorure de potassium KCl qui est une solution neutre

4.Au point F de la courbe 1, on a une solution tampon ayant les caractéristiques suivantes :

Le pH d'une solution tampon varie peu :

- lors d'ajout modéré d'acide ou de base ;

-lors d'une dilution modérée

Exercice 5:

Au cours d'une séance de travaux pratiques, votre professeur de Physique-chimie vous demande d'identifier une base faible B dont le couple acide /base parmi ceux proposés dans le tableau 2 ci-dessous.

Pour cela vous mettez dans un bêcher un volume V_b = 20 cm³ de la solution de la base B de concentration molaire volumique C_b inconnue .Vous ajoutez quelques gouttes de bleu de bromothymol à une solution puis vous y versez progressivement à l'aide d'une burette graduée, une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a = 10⁻¹mol. L⁻¹. Vous mesurez les valeurs du pH du mélange lors de l'ajout de l'acide.

Tableau 1

V _a (cm ³)	0	2	4	8	10	12	14	16	18	19,8	20	20,2	22	25
pH	11	10,2	9,8	9,4	9,2	9	8,8	8,5	8,2	7,2	5,2	3,3	2,3	1,9

Données :

-Échelle : 1 cm pour 1unité de pH et 1cm pour 2 cm³

-Tableau de couples A/B

Tableau 2

Couple acide-base	Ion éthylammonium/éthylamine	Ion Méthylammonium/éthylamine	Ion ammonium/ammoniac	Ion Hydrogénacarbonate/ion carbonate $\text{HCO}_3/\text{CO}_3^{2-}$
pKa	10,67	10,72	9,20	10,3

Tu es sollicité pour faire le rapport

1. Écris l'équation-bilan de la réaction qui se produit entre la solution d'acide chlorhydrique et la base

2. Trace sur une feuille de papier millimétré la courbe de variation $\text{pH} = f(V_a)$

3. Détermine :

3.1. les coordonnées du point d'équivalence E

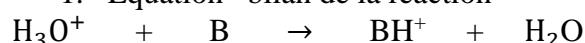
3.2. la concentration molaire C_b de la solution de la base faible B

3.3. graphiquement le pKa du couple acide-base étudié

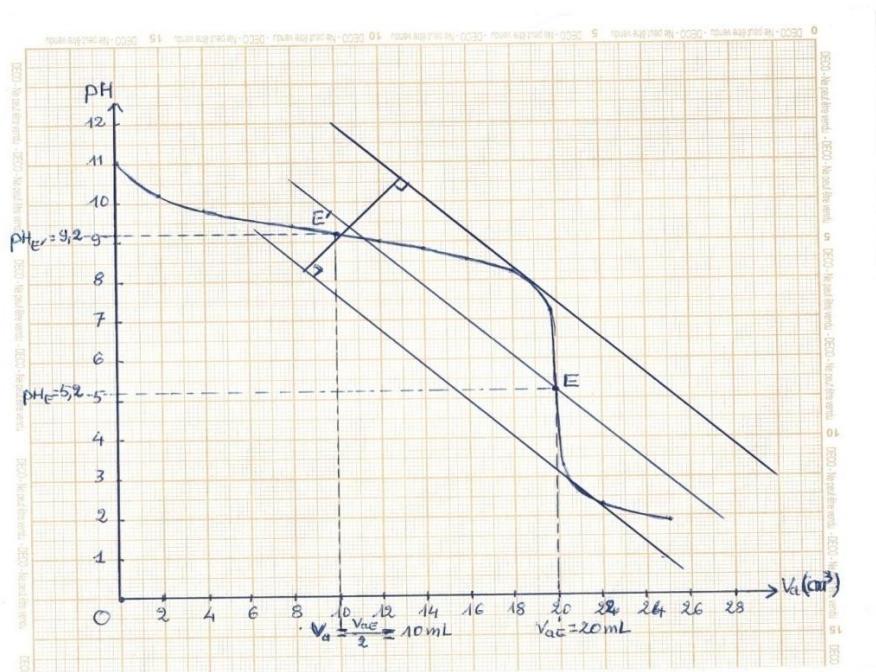
4. Déduis le nom de la base faible B

Solution

1. Équation -bilan de la réaction



2. Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_a)$



3.

3.1. Les coordonnées du point d'équivalence E .

D'après la courbe ,en utilisant la méthode des tangentes parallèles on a :

E ($V_{aE} = 20\text{mL}$; $\text{pH}_E = 5,2$)

3.2. La concentration molaire C_b

À l'équivalence $n(B) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$, soit $C_b V_b = C_a V_a$ ou $C_b = \frac{C_a \cdot V_a}{V_a}$, $C_b = 0,1 \text{ mol/L}$

3.3. Le pKa du couple

À la demi-équivalence $V_a = \frac{V_{aE}}{2} = 10 \text{ mL}$

À cette valeur $V_a = 10 \text{ mL}$ correspond d'après la courbe a un $\text{pH}_E' = \text{pka} = 9,2$

4. Nom de la base :

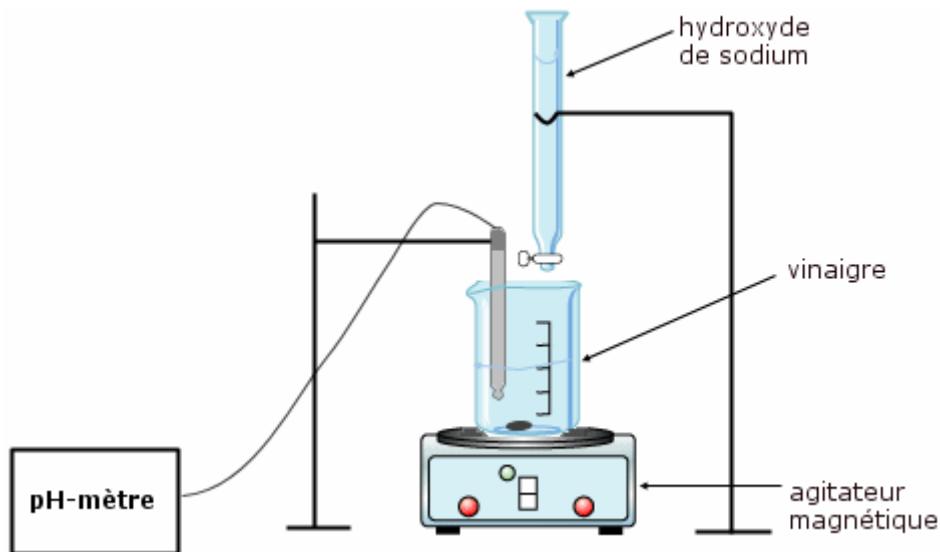
D'après le tableau 2, cette valeur $\text{pka} = 9,2$ correspond à l'ammoniac

IV. DOCUMENTATION

Titrage pH-métrique de l'acide éthanoïque du vinaigre par les ions hydroxyde

Pour déterminer la concentration en acide éthanoïque d'un vinaigre dilué 10 fois, on va titrer par pH-métrie 10 mL de vinaigre dilué de concentration C_A avec une solution basique d'hydroxyde de sodium de concentration $[\text{HO}^-]_B = 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ sans indicateur coloré de fin de réaction car le suivi se fait par tracé de courbe pH-métrique.

Montage expérimental :



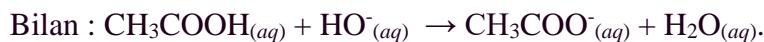
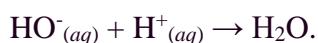
Observations :

Il y a peu de **changement de couleur** mais il faut faire attention à **maintenir l'agitation** à chaque ajout et à laisser se **stabiliser la valeur de pH** avant de la **reporter directement** (pas de tableau de valeurs) sur le papier millimétré.

La courbe obtenue est ascendante et présente deux points d'inflexion.

Équation simplifiée:

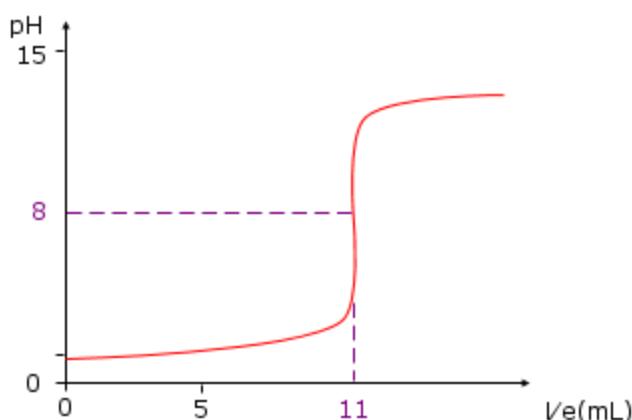
L'acide éthanoïque réagit très peu avec l'eau donc la réaction totale qui a lieu est :



Exploitation d'une courbe pH-métrique :

Deux méthodes permettent de déterminer V_{eq} et pH_{eq} sur la courbe obtenue :

- la **méthode des tangentes** : l'intersection du milieu de la perpendiculaire aux deux tangentes aux deux points d'inflexion parallèles avec la courbe a pour coordonnées : E(V_{eq} ; pH_{eq}).



- la **méthode de la dérivée $d\text{pH}/dV$** : le pic de la courbe des dérivées instantanées a pour abscisse le volume équivalent.

On obtient pour ce graphique : $V_{Beq} = 11 \text{ mL}$ de base versée à $pH_{eq} = 8$.

Détermination de la concentration :

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{HO}^{-}_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^{-}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(aq)}$			
Etat de système	Avancement	$n_{\text{CH}_3\text{COOH}}$	n_{OH^-}	$n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}$	excès
Etat initial ($t=0$) (mmol)	0	$C_A' \cdot V_A'$	$C_B \cdot V_B$ versé : au départ 0	0	excès
Etat intermédiaire (t) (mmol)	x	$C_A' \cdot V_A'$	$C_B \cdot V_B$ versé - x	x	excès
Etat équivalence (mmol)	x_{eq}	$C_A' \cdot V_A' - x_{eq} = 0$	$C_B \cdot V_B - x_{eq} = 0$	x_{eq}	excès

D'où $x_{\text{eq}} = C_A' \cdot V_A' / 1$ et $x_{\text{eq}} = C_2 \cdot V_{2\text{eq}} / 1$ d'après la dernière ligne de tableau d'avancement.

De plus, $n = C \cdot V$ donc $C_A' \cdot V_A' = C_2 \cdot V_{2\text{eq}}$.

$$C_A' = \frac{C_2 \cdot V_{2\text{eq}}}{V_{A'}} = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$$
 dans la solution diluée.

Donc dans le vinaigre, $C_A = 10 \cdot C_A' = \mathbf{1,1 \text{ mol.L}^{-1}}$ d'acide éthanoïque.



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

TITRE DE LA LEÇON : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Regardant un documentaire à la Télévision ivoirienne chaîne 1, une élève de la classe de Terminale du Lycée d'Agboville apprend que le vinaigre utilisé dans les foyers pour la vinaigrette est constitué essentiellement d'acide éthanoïque. Voulant vérifier cette information, elle et ses camarades de classe décident de réaliser le dosage du vinaigre et de déterminer sa concentration molaire volumique.

II. CONTENU DE LA LEÇON

I. Généralités

1. Protocole expérimental

On prélève un volume V_a de solution à doser que l'on verse dans un Erlenmeyer. On y ajoute quelques gouttes d'un indicateur coloré approprié. A l'aide d'une burette graduée, on y verse progressivement une solution titrante jusqu'à apparition d'une nouvelle couleur. On relève alors le volume (V_{eq}) de solution versée.

2. Principe de dosage et technique de dosage

Un **dosage** est une technique expérimentale qui permet de déterminer la concentration molaire C inconnue d'une espèce chimique dans une solution.

De façon générale, on fait réagir une espèce chimique A, de concentration C_A inconnue sur une espèce chimique B de concentration C_B connue, selon la réaction chimique : $A + B \rightarrow D$

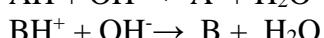
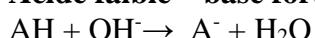
Cette réaction chimique entre A et B doit être unique, rapide et totale.

Ainsi, on peut utiliser les réactions acido-basiques suivantes :

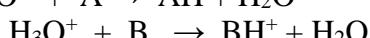
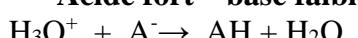
- **Acide fort – base forte**



- **Acide faible – base forte**



- **Acide fort – base faible**



Il existe deux (02) types de dosages acido-basiques :

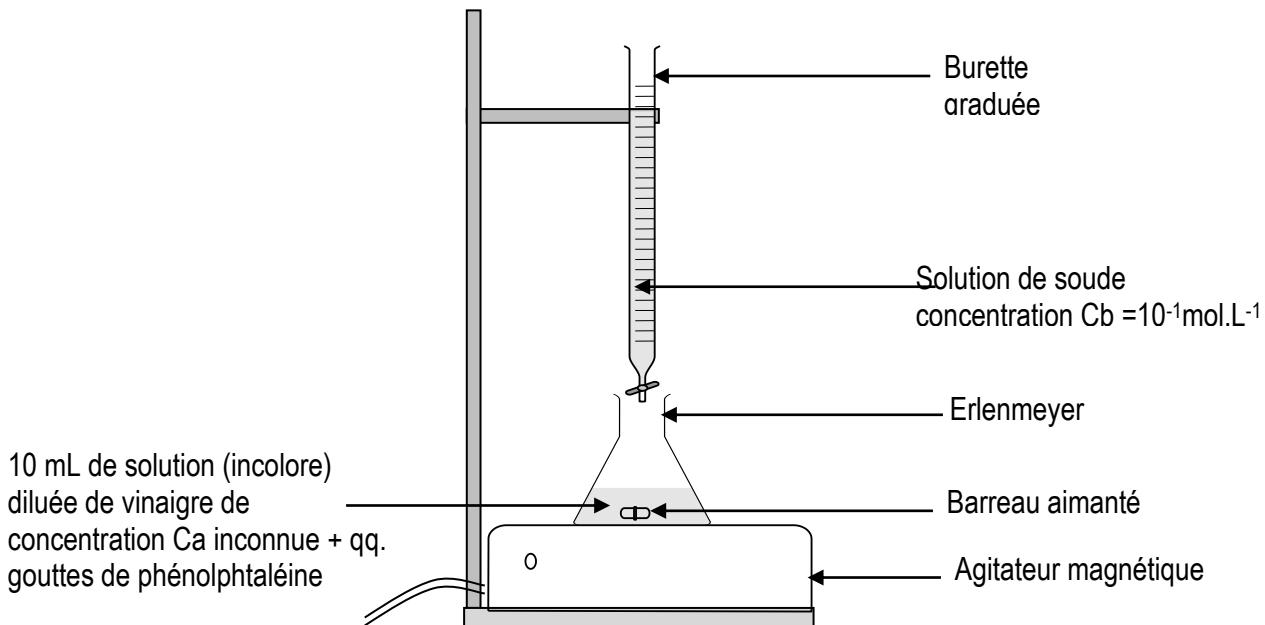
- Le dosage pH-métrique
- Le dosage colorimétrique

II. Dosage colorimétrique d'une solution commerciale de vinaigre

1. Préparation d'une solution diluée de vinaigre

On prélève $V_0 = 10\text{mL}$ de la solution commerciale de vinaigre 8° de concentration C_0 . On le dilue 10 fois avec de l'eau distillée. Cette solution de vinaigre diluée de concentration C_a a un pH égale 2,9.

2. Montage expérimental



3. Expérience et observations

. A l'aide d'une burette graduée, on verse goutte à goutte de la soude de $C_b = 10^{-1}\text{ mol/L}$ dans la solution de vinaigre dilué, l'agitateur faisant le mélange. Au fur et à mesure de l'ajout de soude, la couleur du mélange passe brusquement de l'incolore au rose violacé et le reste. Le mélange passe au rose violacé lorsque le volume versé est de 13mL. Le pH du mélange est alors égal à 8,8.

4. Interprétation

Quand la couleur du mélange devient rose violacée, la réaction entre le vinaigre et la soude est terminée : L'on a atteint l'équivalence acido-basique.

Alors : n_A (vinaigre) = n_B (soude)

5. Le choix de l'indicateur coloré

Le pH à l'équivalence de ce dosage vaut environ 8 ,8 et la zone de virage de la phénolphthaleïne se situe entre 8,2 et 10. On constate que : $8,2 < 8,8 < 10$, par conséquent la phénolphthaleïne est bien l'indicateur coloré approprié à ce dosage.

6. Concentrations molaires volumiques

6.1 Concentration de la solution diluée

A l'équivalence : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{B\text{éq}}$ $\Leftrightarrow C_A = C_B \cdot V_{B\text{éq}} / V_A$ $\Leftrightarrow C_A = 0.1 * 0.013 / 0.01 = 0,13 \text{ mol.L}^{-1}$

6.2 Concentration C_0 de la solution commerciale

$$k = C_0 / C_a \text{ d'où } C_0 = 10 C_a = 1,3 \text{ mol.L}^{-1}$$

Activité d'application 1

On étudie le dosage d'un volume $V_a = 15 \text{ mL}$ d'une solution d'acide éthanoïque par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_b = 10^{-2} \text{ mol/L}$. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsqu'on a versé $V_b = 16 \text{ mL}$ d'hydroxyde de potassium. Calcule la concentration C_a de la solution d'acide éthanoïque dosée.

Solution:

A l'équivalence, $n(CH_3COOH) = n(OH^-)$; $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$ d'où $C_a = C_b \cdot V_b / V_a$ A.N. $C_a = 1,06 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$.

6.3 Concentrations volumiques des espèces chimiques à l'équivalence

6.3.1 Inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange :

- Cations : H_3O^+ ; Na^+ ;
- Anions : OH^- ; CH_3COO^- ;
- Molécules : H_2O ; CH_3COOH

: 10

6.3.2 Concentrations des espèces chimiques :

- $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$
- $[OH^-] = 6,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$
- $[Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = 56 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Electroneutralité : $[CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-] \approx [Na^+] = 56 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ Conservation de la Matière : $\frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]$

à l'équivalence : $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

alors $[CH_3COOH] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} - ([Na^+] - [OH^-]) \approx [OH^-] = 6,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

III/ Dosage pH-métrique

Dans ce cas, on utilise le graphe $pH = f(V)$, V étant le volume de réactif versé. On trace la courbe pH-métrique et on détermine le point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles.

Connaissant pH_E et V_E (volume de réactif versé à l'équivalence) on utilise l'équation-bilan de la réaction acido-basique pour déterminer la concentration de la solution.

Remarque : Le pH se lira avec le pH-mètre.

7. Intérêt du dosage

Doser une espèce chimique présente dans une solution consiste à déterminer sa concentration molaire volumique dans cette solution.

Activité d'application 2

INDICATEURS COLORES	TEINTE ACIDE	ZONE DE VIRAGE	TEINTE BASIQUE
HELIANTHINE	Rouge	3,1 – 4,4	jaune
BLEU DE BROMOTHYMOL (BBT)	jaune	6 – 7,6	Bleu
PHENOLPHTALEINE	incolore	8,2 – 10	Rose violacé

Précise, parmi les indicateurs ci-dessus, celui qui est convenable pour un dosage :

1. d'un acide fort par une base forte ;
2. d'une base forte par un acide fort ;
3. d'un acide faible par une base forte ;
4. d'une base faible par un acide fort.

Solution 2:

1. Pour le dosage d'un acide fort par une base forte, le BBT est approprié car le $pH_E = 7$ à $25^\circ C$ à l'équivalence est compris dans sa zone de virage.
2. Pour le dosage d'une base forte par un acide fort, le pH_E à l'équivalence est compris dans la zone de virage du BBT. Le BBT est donc approprié.
3. Pour le dosage d'un acide faible par une base forte, le pH_E est supérieur à 7 à $25^\circ C$. La phénolphtaléine est appropriée.
4. Pour le dosage d'une base faible par un acide fort, le pH_E est inférieur à 7 à $25^\circ C$. L'hélianthine est appropriée.

SITUATION D'ÉVALUATION

Ton voisin de classe réalise le dosage d'une solution d'acide benzoïque de volume $V_a = 50 \text{ mL}$ par une solution de soude de concentration molaire $C_b = 10^{-1} \text{ mol/L}$. La phénolphtaléine présente dans le mélange vire au rose violacé lorsque le volume de soude versé est $V_b = 20 \text{ mL}$.

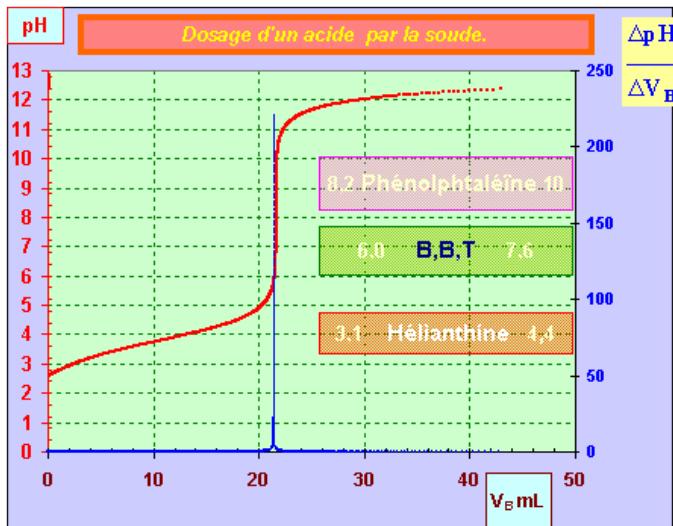
- 1.1 Fais le schéma du dispositif expérimental.
- 1.2 Précise le rôle de la phénolphtaléine.
- 1.3 Écris l'équation bilan de la réaction acido-basique qui a lieu.
- 1.4 Détermine la concentration molaire volumique de la solution d'acide benzoïque.
- 1.5 Précise la nature (acide, basique ou neutre) du mélange à l'équivalence.

III. EXERCICES

Exercice 1

On ajoute progressivement, à un volume V_A , égal à 50,0 mL, d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque **HCOOH** de concentration inconnue C_A , un volume V_B d'une solution aqueuse de soude de concentration C_B égale à 0,10 mol /L, et on mesure le **pH**.

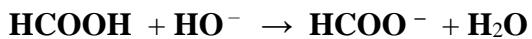
La courbe représentant les variations du **pH** en fonction du volume est donnée ci-dessous.



1. Écris l'équation-bilan de la réaction de dosage.
2. Déduis de la courbe la valeur du volume V_{BE} de soude versée à l'équivalence.
3. Calcule la valeur de C_A .

Solution

1. Équation-bilan de la réaction :



2. Valeur du volume de base versée à l'équivalence :

Par la méthode des tangentes, on trouve : $V_{BE} \approx 21,5 \text{ mL}$

3. Valeur de C_A .

A l'équivalence : $n_A = n_{BE}$

$$C_A V_A = C_B V_{BE} C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A} C_A = \frac{0,10 \times 21,5}{50}$$

$$C_A = 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

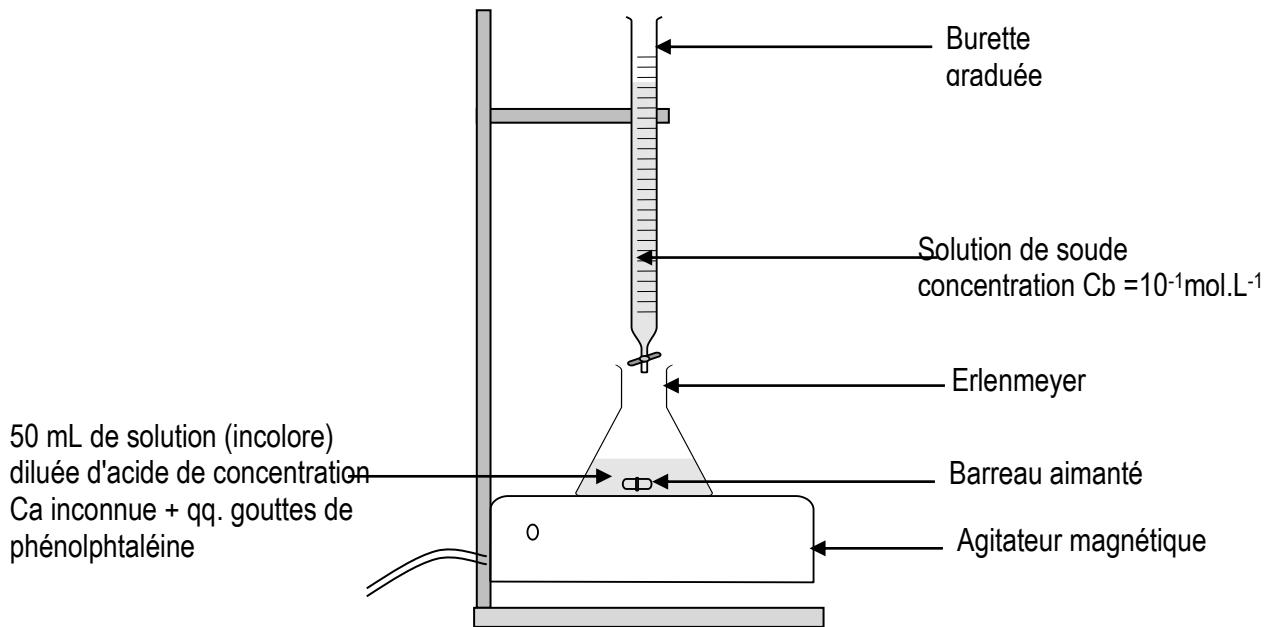
Exercice 2

Ton voisin de classe réalise le dosage d'une solution d'acide benzoïque de volume $V_A = 50 \text{ mL}$ par une solution de soude de concentration molaire $C_B = 10^{-1} \text{ mol/L}$. La phénolphthaleïne présente dans le mélange vire au rose violacé lorsque le volume de soude versé est $V_B = 20 \text{ mL}$.

1. Fais le schéma du dispositif expérimental.
2. Précise le rôle de la phénolphthaleïne.
3. Écris l'équation bilan de la réaction acido-basique qui a lieu.
4. Détermine la concentration molaire volumique de la solution d'acide benzoïque.
5. Précise la nature (acide, basique ou neutre) du mélange à l'équivalence.

Solution

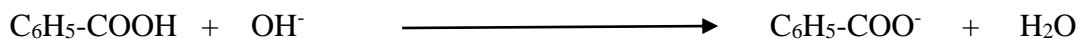
1. Schéma du dispositif



2. Rôle de la phénolphthaleine

Elle joue le rôle d'indicateur coloré. Le changement de sa couleur marque la fin du dosage et nous permet de savoir que l'équivalence acido-basique est atteinte.

3. Équation-bilan de la réaction



4. Concentration molaire de la solution acide à l'équivalence

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}) = n(\text{OH}^-) \quad \square C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE} \quad \text{d'où} \quad C_a = C_b \cdot V_{bE} / V_a$$

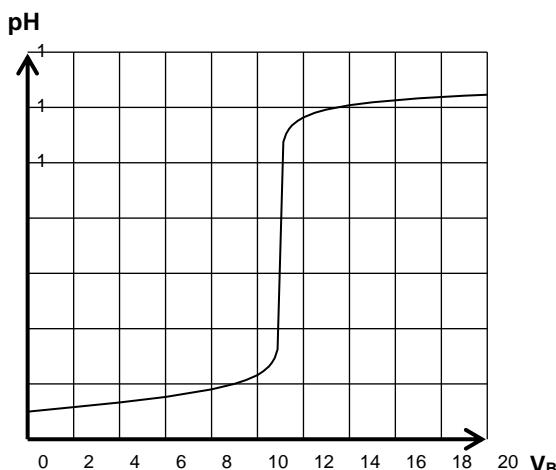
$$\text{A.N. } C_a = 4.10^{-2} \text{ mol/L}$$

5. Nature du mélange à l'équivalence

A l'équivalence ; le mélange est basique ; C'est une solution de benzoate de sodium.

Exercice 3

Le sujet d'une évaluation porte sur le dosage d'un acide fort HA par une base forte BOH. La courbe pH-métrique du dosage est représentée qualitativement comme suit.



$V_A = 10 \text{ mL}$, le volume de l'acide versé.

$C_B = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$, la concentration molaire volumique de la base utilisée.

Tu dispose de trois indicateurs colorés :

- hélianthine (3,1 – 4,4) ;
- BBT (6 – 7,6) ;
- phénolphthaléine (8,2 – 10) .

1. Définis un dosage.
2. Justifie le choix de l'indicateur coloré approprié pour ce dosage parmi ceux donnés.
3. Écris l'équation-bilan de la réaction acido-basique.
4. Détermine la concentration molaire volumique de l'acide.

Solution

1. Un dosage est une méthode expérimentale qui permet de déterminer la concentration d'une espèce chimique.
2. D'après la courbe de dosage, le pH à l'équivalence est égal à 7, valeur contenue dans la zone de virage du BBT (6 – 7,6). Le BBT est donc l'indicateur coloré approprié pour ce dosage.



4. A l'équivalence, $n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$C_B V_{BE} = C_A V_A$$

$$C_A = C_B \frac{V_{BE}}{V_A} = 10^{-1} \frac{11 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}}$$

$$C_A = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$$

Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux pratiques au laboratoire du lycée. Votre professeur de physique –chimie vous demande de déterminer la concentration molaire en acide éthanoïque contenu dans une bouteille pleine de vinaigre dont l'étiquette n'est pas lisible. Le professeur vous demande de prélever un volume $V_0 = 5 \text{ mL}$ de la solution mère So de vinaigre et la diluer 4 fois. Vous obtenez une solution S_1 de volume V_1 . Vous prélevez un volume $V = 10 \text{ mL}$ de S_1 auquel vous ajoutez quelques gouttes de phénolphthaléine que vous dosez par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration $C_2 = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$. Le changement de teinte du mélange est obtenu lorsque vous avez versé un volume $V_E = 11,5 \text{ mL}$ de la solution d'hydroxyde de potassium.

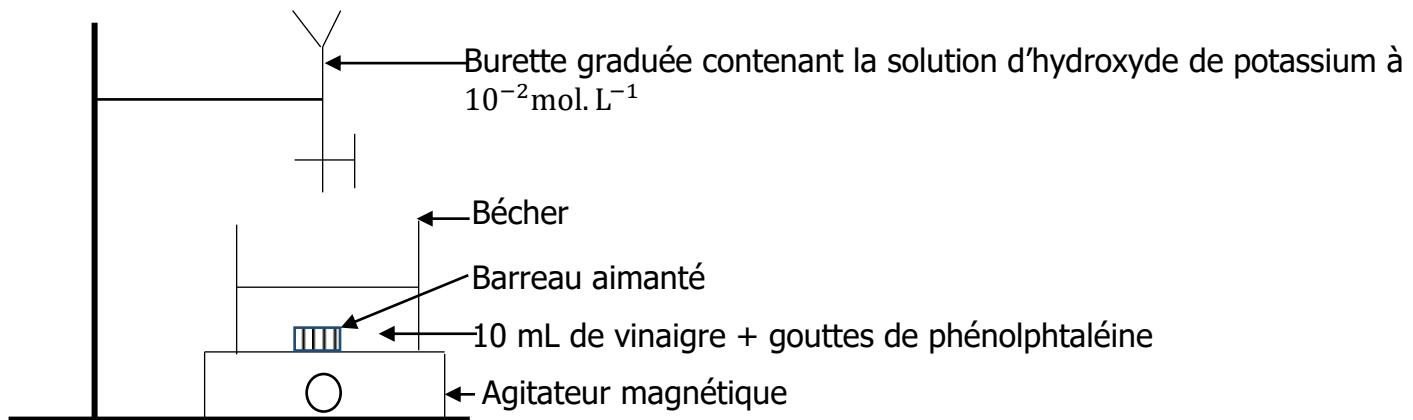
Tu es choisi pour rédiger le compte rendu de ton groupe

1. Schématisse le dispositif expérimental
2. Explique le changement de teinte du mélange pendant le dosage
- 3.

- 3.1. Écris l'équation -bilan de la réaction acido-basique ;
- 3.2. Calcule la concentration molaire C_1 de la solution S_1 dosée ;
4. Détermine la concentration molaire d'acide éthanoïque contenu dans la bouteille de vinaigre.

Solution

1. Schéma du dispositif



2. Le changement de teinte du mélange au laboratoire marque la fin du dosage, cela explique que le mélange est à équivalence acido-basique

3.

3.1. Équation-bilan du dosage :



3.2. Calcule de la concentration C_1

À l'équivalence on $n_1 = n_2$, on a $C_1 V = C_2 V_E$ d'où $C_1 = 1,15 \cdot 10^{-2}$ mol.L $^{-1}$

4. Concentration d'acide éthanoïque dans la bouteille.

D'après la définition de la dilution $n_0 = n_1$, on a $C_0 V_0 = C_1 V_1$, soit $V_1 = k V_0$

$C_0 V_0 = C_1 k V_0$ cela entraîne $C_0 = k \cdot C_1$ d'où $C_0 = 5,75 \cdot 10^{-2}$ mol.L $^{-1}$

Exercice 5

Lors d'une séance de travaux dirigés au laboratoire, votre professeur de physique-chimie, vous demande de déterminer le pH d'une solution aqueuse d'acide iodhydrique. Vous réalisez le dosage calorimétrique d'un volume $V_A = 10$ mL de cette solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-2}$ mol. L $^{-1}$. A l'aide d'un indicateur coloré approprié, vous repérez l'équivalence lorsque vous avez versé un volume $V_{BE} = 22$ mL de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, vous disposez des zones de virage de quelques indicateurs colorés :

Indicateur coloré	Hélianthine	Bleu de Bromothymol	Phénolphthaleine
Zone de virage	3,1-4,5	6 -7,6	8,2 -10

Tu es désigné pour exposer ton travail au tableau

1. Choisis parmi les indicateurs colorés proposés, celui qui convient pour le dosage. Justifie ta réponse.

2.

2.1. Définis le pH d'une solution aqueuse.

2.2. Donne l'expression du pH d'une solution aqueuse d'acide fort en fonction de sa concentration molaire volumique C_A .

3. Calcule la concentration C_A de la solution aqueuse d'acide iodhydrique

4. Détermine le pH de la solution d'acide iodhydrique.

Solution

1. L'indicateur coloré approprié à ce dosage est le bleu de bromothymol (BBT) , car sa zone de virage contient le pH à l'équivalence ($6 < \text{pH}_E = 7 < 7,6$)
2.
 - 2.1. Le pH d'une solution aqueuse est la grandeur sans dimension qui exprime la quantité des ions H_3O^+ dans la solution.
 - 2.2. Le pH d'une solution aqueuse d'acide fort est donné par la relation $\text{pH} = -\log C$
Avec $C = [\text{H}_3\text{O}^+]$
2. Concentration C_A
A l'équivalence $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$ ou on a $C_A V_A = C_B V_{BE}$ et on trouve $C_A = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
3. pH de la solution
 $\text{pH} = -\log C_A = -\log 2,2 \cdot 10^{-2} = 1,65$

IV. DOCUMENTS

Titrage par indicateurs colorés

Le **titrage par indicateurs colorés** est une méthode d'analyse par titrage qui se base sur un changement de couleur du milieu lors de l'équivalence. Cette méthode s'utilise par l'ajout d'un indicateur coloré lors des titrages acido-basiques (indicateurs de pH), des titrages par oxydoréduction (indicateurs redox), des titrages complexométriques (indicateurs de complexométrie) ou des titrages par précipitation (indicateurs de précipitation).

Les indicateurs colorés en titrage acido-basique

Lors d'un titrage acido-basique, à l'équivalence, les quantités de matière des réactifs sont en proportions stœchiométriques. On observe alors un saut de pH. Généralement les espèces mises en jeu sont incolores et pour mettre en évidence le saut de pH et donc l'équivalence on doit utiliser un indicateur coloré.

Fonctionnement de l'indicateur coloré en réaction acido-basique

L'indicateur de pH est un composé chimique qui présente des propriétés acido-basiques et dont la forme acide et la forme basique présentent des couleurs différentes, cela permet donc de distinguer simplement le pH de la solution.

Choix de l'indicateur coloré

On peut grouper les titrages acido-basiques en quatre familles :

1. réaction entre un acide fort et une base forte ;
2. réaction entre un acide fort et une base faible ;
3. réaction entre un acide faible et une base forte ;
4. réaction entre un acide faible et une base faible.

Selon la famille, on peut prévoir la zone de virage du pH. Dans le premier cas l'équivalence se fera à un pH neutre égal à 7, dans le deuxième cas l'équivalence se fera à un pH acide inférieur à 7, dans le troisième cas l'équivalence se fera à un pH basique supérieur à 7, le quatrième cas ne permet pas de conclure *a priori*, un calcul à l'aide des pK_a des couples acide-base mis en jeu est nécessaire. Ainsi, selon le pH il convient d'adapter l'indicateur coloré, sa zone de virage doit correspondre à la zone d'équivalence lors du titrage.

Quelques indicateurs colorés

Nom de l'indicateur	Zone de virage	Changement de couleur
<u>Vert de malachite</u>	0,1 - 2,0	jaune - vert
<u>Jaune d'alizarine R</u>	1,9 - 3,3	rouge - jaune
<u>Bleu de bromophénol</u>	3,0 - 4,6	jaune - bleu
<u>Hélianthine</u>	3,1 - 4,4	rouge - jaune
<u>Rouge d'alizarine S</u>	3,7 - 5,2	jaune - violet
<u>Vert de bromocrésol</u>	3,8 - 5,4	jaune - bleu
<u>Rouge de méthyle</u>	4,2 - 6,2	rouge - jaune
<u>Bleu de résorcine</u>	4,4 - 6,2	rouge - bleu
<u>Bleu de bromothymol</u>	6,0 - 7,6	jaune - bleu
<u>Rouge de crésol</u>	7,2 - 8,8	jaune - rouge
<u>Phénolphtaléine</u>	8,2 - 10,0	incolore - rose
<u>Rouge d'alizarine S</u>	10,0 - 12,0	violet - jaune
<u>Jaune d'alizarine R</u>	10,1 - 12,1	jaune - violet
<u>Vert de malachite</u>	11,5 - 13,2	vert - incolore
<u>Carmin d'indigo</u>	11,6 - 14,0	bleu - jaune

Source : https://fr.wikipedia.org/wiki/Titrage_par_indicateurs_color%C3%A9s

Pour les exercices vous pouvez consulter les sites et documents suivants :

<https://guy-chaumeton.pagesperso-orange.fr/ts06chc.htm#b>

<http://1plus1font3.com/wp-content/uploads/2018/09/3-Dosages-acido-basiques.pdf>

**THEME : MECANIQUE****TITRE DE LA LEÇON : CINÉMATIQUE DU POINT****I. SITUATION D'APPRENTISSAGE**

Au cours d'une évaluation en athlétisme, au lycée moderne d'Abengourou, un élève de la Termine D parcourt un trajet constitué d'une piste rectiligne et d'une autre curviligne. Sur la piste rectiligne, il démarre sans vitesse initiale, accélère pour atteindre une vitesse qu'il maintient constante pour le reste du trajet. Ayant observé attentivement le parcours de leur camarade, les élèves de la classe décident le lendemain, pendant le cours de Physique-Chimie, d'approfondir leurs connaissances sur les mouvements. A l'aide d'enregistrements, ils cherchent à déterminer les équations horaires des différents mouvements et à les utiliser.

II. CONTENU**1. RAPPELS****1.1 Le référentiel**

Un référentiel est un objet par rapport auquel on décrit le mouvement d'un objet.

1.2 Le repère d'espace

Un repère d'espace est un système d'axes lié à un référentiel dans lequel on étudie le mouvement d'un objet. Il permet de définir la position d'un point mobile grâce aux coordonnées.

Le repère, généralement utilisé, est orthonormé. Exemple : le repère d'espace R ($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$).

1.3 Le repère temps

Il permet de situer un point mobile dans le temps. Le repère de temps est défini par un instant-origine choisi arbitrairement comme origine des dates ($t = 0s$).

1.4 Trajectoire d'un point matériel

La trajectoire est l'ensemble des positions successives occupées par un point matériel au cours de son mouvement.

2. VECTEUR-POSITION**2.1. Définition**

Le vecteur-position \overrightarrow{OM} est un vecteur qui donne la position d'un point matériel M dans un repère d'espace à chaque instant t.

2.2 Expression dans un repère cartésien

L'expression du vecteur position est :

$\overrightarrow{OM} = x \vec{i} + y \vec{j} + z \vec{k}$ pour un mouvement dans l'espace.

$\overrightarrow{OM} = x \vec{i} + y \vec{j}$ pour un mouvement dans un plan.

$$\overrightarrow{OM} = \mathbf{x} \vec{i} \text{ pour un mouvement sur une droite}$$

(x, y, z) sont les coordonnées cartésiennes du vecteur-position \overrightarrow{OM} ou les **équations horaires** ou **équations paramétriques** du mouvement.

Remarque : L'équation **cartésienne de la trajectoire** du point mobile M est la relation qui lie les coordonnées cartésiennes x, y et z.

3. VECTEUR-VITESSE

3.1 Définition

Le vecteur-vitesse instantanée est la dérivée du vecteur-position par rapport au temps. $\vec{v} = \frac{d\overrightarrow{OM}}{dt}$

3.2 Expression du vecteur-vitesse instantanée

- Par les coordonnées cartésiennes

$$\vec{v} = \frac{d\overrightarrow{OM}}{dt} = \frac{d}{dt}(x\vec{i} + y\vec{j} + z\vec{k})$$

$$\vec{v} = \frac{dx}{dt}\vec{i} + \frac{dy}{dt}\vec{j} + \frac{dz}{dt}\vec{k} \quad \text{ou} \quad \vec{v} = \dot{x}\vec{i} + \dot{y}\vec{j} + \dot{z}\vec{k}$$

$(\frac{dx}{dt}; \frac{dy}{dt}; \frac{dz}{dt})$ ou $(\dot{x}; \dot{y}; \dot{z})$ sont les coordonnées du vecteur-vitesse instantanée dans le repère cartésien R (O, $\vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$).

La valeur de la vitesse est : $v = \sqrt{\dot{x}^2 + \dot{y}^2 + \dot{z}^2}$

Elle s'exprime en **m.s⁻¹**.

Activité d'application 1

Dans un repère orthonormé (O, \vec{i}, \vec{j}), la position d'un point mobile M est donnée à l'instant t par les équations horaires suivantes :

$$\begin{cases} x(t) = t \\ y(t) = -\frac{1}{2}t^2 + 2 \end{cases} \quad \text{avec } t \text{ en secondes, } x \text{ et } y \text{ en mètres.}$$

1. Détermine les coordonnées du vecteur-vitesse instantanée \vec{v} du mobile dans le repère (O, \vec{i}, \vec{j}).
2. Exprime en fonction de t, la valeur v de cette vitesse.

Résolution :

1. Coordonnées du vecteur-vitesse instantanée \vec{v} : $\begin{cases} v_x = \dot{x} = \frac{dx}{dt} \\ v_y = \dot{y} = \frac{dy}{dt} \end{cases} ; \begin{cases} v_x = 1 \\ v_y = -t \end{cases}$

2. Expression de la valeur de \vec{v} : $v = \sqrt{\dot{x}^2 + \dot{y}^2} ; v = \sqrt{1 + t^2}$.

- Dans la base de Frenet

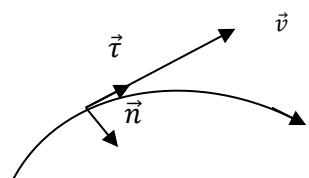
La base de Frenet ($\vec{\tau}, \vec{n}$) est une base liée au point matériel mobile M.

$\vec{\tau}$: Vecteur unitaire tangent à la trajectoire ;

\vec{n} : Vecteur unitaire normal à $\vec{\tau}$ et orienté vers la concavité de la trajectoire.

Expression de la vitesse : $\vec{v} = v\vec{\tau}$, avec $v = \frac{ds}{dt} = \dot{s}$;

s étant l'abscisse curviligne.



4. VECTEUR-ACCÉLÉRATION

4.1 Vecteur-accélération instantanée

Le vecteur-accélération instantanée est la dérivée du vecteur-vitesse instantanée par rapport au temps.

$$\vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt}$$

Le vecteur-accélération instantanée est aussi la dérivée seconde du vecteur-position par rapport au temps.

$$\vec{a} = \frac{d^2\vec{OM}}{dt^2}$$

4.2 Expression du vecteur-accélération

- Dans le repère cartésien

$$\vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt} = \frac{d}{dt}(\dot{x}\vec{i} + \dot{y}\vec{j} + \dot{z}\vec{k})$$

$\vec{a} = \ddot{x}\vec{i} + \ddot{y}\vec{j} + \ddot{z}\vec{k}$ où ($\ddot{x}; \ddot{y}; \ddot{z}$) sont les coordonnées du vecteur-accélération dans le repère cartésien R ($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$).

Sa valeur est : $a = \sqrt{\ddot{x}^2 + \ddot{y}^2 + \ddot{z}^2}$

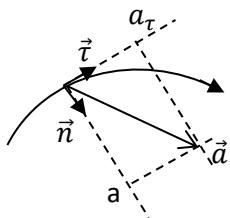
Elle s'exprime en m.s^{-2} .

- Dans la base de Frenet

Dans la base de Frenet, on a : $\vec{a} = a_t \vec{\tau} + a_n \vec{n}$

$$\vec{a} \begin{cases} \mathbf{a}_t = \frac{dv_\tau}{dt} = \frac{d^2s}{dt^2} = \ddot{s} \text{ accélération tangentielle} \\ \mathbf{a}_n = \frac{v^2}{\rho} \text{ accélération normale} \end{cases}$$

L'expression vectorielle de l'accélération est : $\vec{a} = \frac{dv_\tau}{dt} \vec{\tau} + \frac{v^2}{\rho} \vec{n}$:



Remarques

- ρ est le rayon de courbure de la trajectoire.
- Si la trajectoire est circulaire $\rho = R$: rayon du cercle.

La valeur de l'accélération est : $a = \sqrt{a_t^2 + a_n^2}$

Exercice d'application 2

Un point mobile M animé d'un mouvement circulaire et uniforme décrit un cercle de rayon $R = 20 \text{ cm}$ à la

vitesse angulaire $\omega = 250 \text{ rad.s}^{-1}$.

Détermine sa vitesse linéaire v et son accélération a .

Résolution :

Vitesse linéaire : $v = R\omega$; $v = 0,2 \times 250$; $v = 50 \text{ m.s}^{-1}$.

Accélération du mobile : $a = \frac{v^2}{R}$; $a = \frac{50^2}{0,2}$; $a = 12\,500 \text{ m.s}^{-2}$

5. ÉTUDE DE QUELQUES MOUVEMENTS

5.1 Mouvement rectiligne et uniforme

5.1.1 Définition

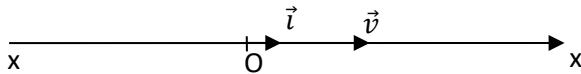
Un point mobile décrit un mouvement rectiligne et uniforme lorsque son vecteur-vitesse instantanée est constant : $\vec{v} = \overrightarrow{cst}$

Le vecteur accélération est nul $\mathbf{a} = \mathbf{0} \text{ m.s}^{-2}$.

5.1.2 Équations horaires

Expressions vectorielles :
$$\begin{cases} \vec{a} = \mathbf{0} \\ \vec{v} = \vec{v}_0 \\ \overrightarrow{OM} = \vec{v}_0 t + \overrightarrow{OM_0} \end{cases}$$

Dans un repère unitaire (O, \vec{i}), les équations horaires sont :



$$\begin{cases} \mathbf{a} = \mathbf{0} \text{ m/s}^2 \\ \mathbf{v} = \mathbf{v}_0; \text{ avec } v_0 : \text{vitesse initiale} \\ \mathbf{x} = \mathbf{v}_0 t + \mathbf{x}_0; \text{ avec } x_0 : \text{abscisse initiale} \end{cases}$$

Activité d'application 3

On donne les équations horaires, exprimées en mètre (m), de différents mouvements d'un point mobile M :

$$x = -2t; \quad x = 2t^2 - t + 1; \quad x = \frac{2}{t} + 3; \quad x = t - 1; \quad x = \frac{1}{2t^2}; \quad x = \frac{1}{2}t^2.$$

1. Donne l'équation horaire $x = f(t)$ d'un mouvement rectiligne et uniforme.
2. Identifie parmi les équations horaires ci-dessus, celles qui correspondent à un mouvement rectiligne et uniforme.
3. Retrouve pour chaque mouvement uniforme, la vitesse initiale v_0 et la position initiale x_0 de M.

Solution

1) Équation horaire : $x = v_0 t + x_0$

2) Mouvement rectiligne uniforme : $x = -2t$ et $x = t - 1$

3) Valeurs de v_0 et x_0

Pour $x = -2t$; $v_0 = -2 \text{ m.s}^{-1}$ et $x_0 = 0 \text{ m}$;

Pour $x = t - 1$; $v_0 = 1 \text{ m.s}^{-1}$ et $x_0 = -1 \text{ m}$

5.2 Mouvement rectiligne et uniformément varié

5.2.1 Définition

Un point mobile décrit un mouvement rectiligne et uniformément varié si sa trajectoire est rectiligne (ou une droite) et si son vecteur-accélération est constant.

5.2.2 Équations horaires

Dans un mouvement rectiligne et uniformément varié, sur l'axe (O, \vec{i}) :

- L'accélération est constante ; $a_x = cte$

- La vitesse est une fonction affine du temps : $v_x = a_x t + v_{0x}$; (1)
- L'abscisse x du point mobile est une fonction du second degré du temps :

$$x = \frac{1}{2} \cdot a_x \cdot t^2 + v_{0x} \cdot t + x_0 \quad (2)$$

En combinant les équations horaires (1) de la vitesse et (2) de l'abscisse, on obtient une relation, entre deux dates t_0 et t_1 , on a : $v_{1x}^2 - v_{0x}^2 = 2a_x(x_1 - x_0)$

ou encore $\Delta v^2 = 2 \cdot a_x \cdot \Delta x$

Remarque : Mouvement accéléré, mouvement retardé

- $\vec{a} \cdot \vec{v} = a_x \cdot v_x > 0$ le mouvement est **accéléré** ;
- $\vec{a} \cdot \vec{v} = a_x \cdot v_x < 0$ le mouvement est **retardé** ;

Activité d'application 4

On donne les équations horaires, exprimées en mètre (m), de différents mouvements d'un point mobile M:

$$x = 2t; x = 2t^2 - t + 1; x = \frac{2}{t} + 3; \quad x = t - 1; \quad x = \frac{1}{2t^2}; \quad x = -\frac{1}{2}t^2 - 3$$

1. Donne l'équation horaire $x = f(t)$ d'un mouvement rectiligne et uniformément varié.
2. Identifie parmi les équations horaires ci-dessus, celles correspondant à un mouvement rectiligne et uniformément varié.
3. Retrouve pour chaque mouvement rectiligne et uniformément varié, l'accélération a_x , la vitesse initiale v_{0x} et la position initiale x_0 de M.

Solution

- 1) Équation horaire : $x = \frac{1}{2} \cdot a_x \cdot t^2 + v_{0x} \cdot t + x_0$
- 2) Mouvement rectiligne uniformément varié : $x = 2t^2 - t + 1$ et $x = -\frac{1}{2}t^2 - 3$
- 3) Valeurs de a_x , v_{0x} et x_0
 Pour $x = 2t^2 - t + 1$; $a_x = 4 \text{ m.s}^{-2}$; $v_{0x} = -1 \text{ m.s}^{-1}$ et $x_0 = 1 \text{ m}$;
 Pour $x = -\frac{1}{2}t^2 - 3$; $a_x = -1 \text{ m.s}^{-2}$; $v_{0x} = 0 \text{ m.s}^{-1}$ et $x_0 = -3 \text{ m}$.

5.3 MOUVEMENT CIRCULAIRE ET UNIFORME

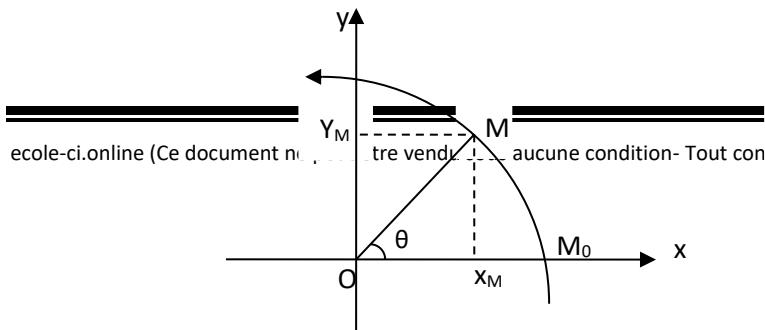
5.3.1 Définition

Un point mobile décrit un mouvement circulaire et uniforme si sa trajectoire est circulaire et la valeur algébrique de son vecteur-vitesse constante.

5.3.2 Repérage d'un point sur un cercle

On peut repérer un point matériel mobile M sur un cercle par :

- Ses coordonnées cartésiennes (x, y) ;
- Son abscisse curviligne $s = \widehat{M_0 M}$;
- Son abscisse angulaire $\theta = (\overrightarrow{OM_0}, \overrightarrow{OM})$.



On établit : $\begin{cases} x_M = R \cos \theta \\ y_M = R \sin \theta \end{cases}$

Et $\overrightarrow{SM} = (\overrightarrow{OM_0}, \overrightarrow{OM}) = R\theta$

5.3.3. Vitesse et accélération dans la base de Frenet

- $\vec{v} = v_\tau \vec{\tau}$; $v_\tau = \frac{ds}{dt} = R \frac{d\theta}{dt} = R\omega$ (ω est la vitesse angulaire (rad.s⁻¹)) $\rightarrow \vec{v} = R\omega \vec{\tau}$
- $\vec{a} = a_n \vec{n}$; $a_n = \frac{v^2}{R} = R\omega^2 \rightarrow \vec{a} = R\omega^2 \vec{n}$ (\vec{a} est normal et centripète)

5.3.4 Équations horaires

- Abscisse angulaire : $\frac{d\theta}{dt} = \omega \rightarrow \theta = \omega t + \theta_0$
- Abscisse curviligne : $s = R(\omega t + \theta_0) = v t + s_0$

Activité d'application 5

Fais correspondre la caractéristique de la vitesse ou de l'accélération au type de mouvement dans la case du tableau qui convient.

	Mouvement rectiligne uniforme.	Mouvement rectiligne uniformément varié.	Mouvement circulaire uniforme.
Le vecteur-vitesse est constant.			
La valeur du vecteur-vitesse est constante.			
Le vecteur-accélération est constant.			
La valeur du vecteur-accélération est constante et non nulle.			
Le vecteur-accélération est centripète.			
L'accélération normale est nulle.			

Résolution :

	Mouvement rectiligne uniforme.	Mouvement rectiligne uniformément varié.	Mouvement circulaire uniforme.
Le vecteur-vitesse est constant.	X		
Le vecteur-accélération est constant.		X	

La valeur du vecteur-accélération est constante et non nulle.		X	X
Le vecteur-accélération est centripète.			X

SITUATION D'EVALUATION

Sur l'autoroute du nord, une automobile A est à l'arrêt au niveau d'une borne qu'on nommera O. Au moment de son démarrage, elle est dépassée par un mini bus B de transport se déplaçant à la vitesse constante $v_B = 25 \text{ m.s}^{-1}$.

L'automobile A accélère uniformément avec une accélération $a_A = 6 \text{ m.s}^{-2}$ en vue de rattraper le mini bus.

L'instant de démarrage de l'automobile A est pris comme origine des dates et la borne O est prise comme origine des espaces. On admet que la portion de route sur laquelle se déplacent les véhicules est une droite. Sur les autoroutes ivoiriennes, la vitesse maximale autorisée est de 120 km.h^{-1} .

Ton Professeur de Physique-Chimie, ayant assisté à la scène, te demande de déterminer les équations horaires des mouvements des deux véhicules et de montrer que l'automobiliste est en faute au moment du dépassement.

- 1- Donne en justifiant, la nature du mouvement de chaque véhicule.
- 2- Établis :
 - 2.1- les équations horaires $v_A(t)$ et $x_A(t)$ de l'automobile A en fonction du temps ;
 - 2.2- l'équation horaire $x_B(t)$ du mini bus B en fonction du temps.
- 3- Détermine :
 - 3.1- la date t_R à laquelle l'automobile A rattrape le mini bus B ;
 - 3.2- la distance parcourue par chaque véhicule à partir de la borne O ;
 - 3.3- la vitesse de l'automobile A à la date t_R .
- 4- Justifie que l'automobiliste est en faute.

Résolution

1. L'automobile A décrit un mouvement rectiligne et uniformément accéléré car sa trajectoire est une droite et la valeur de son accélération est constante ;
Le minibus B décrit un mouvement rectiligne et uniforme car sa trajectoire est une droite et la valeur de sa vitesse est constante.
2. Équations horaires
 - 2.1 $v_A(t) = a_A \cdot t + v_{0A} = 6t$ car $v_{0A} = 0 \text{ m.s}^{-1}$.
 $x_A(t) = \frac{1}{2} \cdot a_A \cdot t^2 + v_{0A} \cdot t + x_{0A} = 3t^2$ car $x_{0A} = 0 \text{ m}$.
 - 2.2 $x_B(t) = v_{0B} \cdot t + x_{0B} = 25t$ car $x_{0B} = 0 \text{ m}$
 - 3.1 A $t = t_R$ on a : $x_A(t_R) = x_B(t_R)$ ou encore $3t^2 = 25t$. La solution physiquement acceptable est $t_R = \frac{25}{3} = 8,33 \text{ s}$
 - 3.2 Distance parcourue : $d_R = 25 \cdot t_R = 25 \times 8,33 = 208,25 \text{ m}$.
 - 3.3 Vitesse $v_{AR} = 6 \cdot t_R = 6 \times 8,33 = 49,98 = 50 \text{ m.s}^{-1}$.
 4. $v_{AR} = 50 \times \frac{3600}{1000} = 180 \text{ km/h} > 120 \text{ km/h}$. L'automobiliste a dépassé la vitesse maximale autorisée : il est en faute.

III. EXERCICES

Exercice 1

Un point M est repéré dans le repère R ($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$) par le vecteur-position $\overrightarrow{OM} = -2t \vec{i} + t^2 \vec{j}$ en cm.

- 1) Donne les équations horaires du mouvement de M.
- 2) Détermine les vecteurs-positions aux dates $t_0 = 0$ s et $t_1 = 1$ s.

Solution

1- Les équations horaires :
$$\begin{cases} x = -2t \\ y = t^2 \\ z = 0 \end{cases}$$

2- A $t_0 = 0$ s, $\overrightarrow{OM}_0 = \vec{0}$

A $t_1 = 1$ s, $\overrightarrow{OM}_1 = -2 \vec{i} + \vec{j}$

Exercice 2

Un point M est repéré dans un repère R ($O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k}$) par ses coordonnées cartésiennes ($x=2t$; $y=-t^2$; $z=0$) exprimées en mètre.

1. Détermine les coordonnées du vecteur-vitesse \vec{v} .
2. Calcule la valeur de la vitesse à $t = 0,5$ s.

Solution

1) coordonnées du vecteur-vitesse \vec{v} : $v_x = 2 \text{ m.s}^{-1}$, $v_y = -2t$ et $v_z = 0$.

2) $v = \sqrt{2^2 + 1^2 + 0^2} = 2,24 \text{ m.s}^{-1}$.

Exercice 3

Un point M est repéré dans un repère R (O, \vec{i}, \vec{j}) par ses coordonnées cartésiennes ($x=2t$; $y = -t^2$); $t \geq 0$.

1. Détermine les coordonnées de son vecteur-accélération \vec{a} .
2. Calcule la valeur du vecteur accélération à $t = 1$ s.
3. Vérifie si le mouvement est accéléré ou retardé.

Solution

1) Coordonnées de \vec{a} : $a_x = 0$; $a_y = -2$.

2) Valeur du vecteur accélération $a = \sqrt{0^2 + 2^2} = 2 \text{ m.s}^{-2}$.

3) $\vec{a} \cdot \vec{V} = -2t \times (-2) = 4t > 0$. Le mouvement est accéléré.

Exercice 4

Au cours d'un entraînement, à bord de son avion de voltige, un pilote fait un « looping » en décrivant une trajectoire circulaire située dans le plan vertical. Sa vitesse est supposée constante et égale à $v = 1800 \text{ km.h}^{-1}$. Il subit alors une accélération $a = 10g$, avec $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$.

1- Justifie que le mouvement de l'avion est circulaire et uniforme.

2- Vérifie que :

- 2.1 la valeur de l'accélération normale de l'avion vaut $a_n = 100 \text{ m.s}^{-2}$;
- 2.2 la vitesse de l'avion est $v = 500 \text{ m.s}^{-1}$.

3- Calcule le rayon R de la trajectoire circulaire décrite par l'avion.

4- Détermine la vitesse angulaire ω de l'avion.

Solution

1- La trajectoire est circulaire et la valeur de la vitesse est constante : le mouvement de l'avion est circulaire et uniforme.

2- Le mouvement de l'avion est circulaire et uniforme :

2.1 Valeur de l'accélération normale : $a_n = a = 10 \times g = 10 \times 10 = 100 \text{ m.s}^{-2}$;

2.2 Vitesse de l'avion : $v = 1800 \times \frac{1000}{3600} = 500 \text{ m.s}^{-1}$

3- Rayon de la trajectoire : $R = \frac{v^2}{a_n} = \frac{500^2}{100} = 2500 \text{ m}$

4- Vitesse angulaire : $\omega = \frac{v}{R} = \frac{500}{2500} = 0,2 \text{ rad.s}^{-1}$

Autre méthode : $\omega = \sqrt{\frac{a_n}{R}} = \sqrt{\frac{100}{2500}} = 0,2 \text{ rad.s}^{-1}$

Exercice 5

Au cours d'une séance de travaux dirigés, ton professeur de Physique – Chimie propose à ta classe de déterminer la date à laquelle un mobile ponctuel décrira un cercle complet lors de son mouvement. Pour cela, il vous informe que le mouvement du mobile dans un plan P est circulaire et uniforme, la valeur de son

vecteur-accélération \vec{a} est $a = 2,56 \text{ m.s}^{-2}$ et que son abscisse angulaire a pour expression $\theta = 2t + \frac{\pi}{2}$.

1. Donne :

- 1.1 la définition d'un mouvement circulaire et uniforme ;
- 1.2 la valeur de la vitesse angulaire ω du mobile ponctuel ;
- 1.3 la valeur de l'abscisse angulaire initiale θ_0 du mobile.

2. Calcule la valeur :

- 2.1 du rayon de courbure R de la trajectoire du mobile ;
- 2.2 de sa vitesse linéaire v ;
- 2.3 de son abscisse curviligne initiale s_0

3. Détermine :

- 3.1 L'expression de son abscisse curviligne s en fonction du temps t ;
- 3.2 l'abscisse curviligne à la date $t = 2 \text{ s}$;

4. Déduis de ce qui précède, la date t à laquelle le mobile décrira un cercle complet pour la première fois.

Solution

1.

1.1. Un point mobile décrit un mouvement circulaire et uniforme si sa trajectoire est circulaire et la valeur algébrique de son vecteur-vitesse constante.

1.2. La vitesse angulaire est $\omega = 2 \text{ rad.s}^{-1}$

1.3. L'abscisse angulaire initiale est $\theta_0 = \frac{\pi}{2} \text{ rad}$

2.

2.1 Le rayon de courbure a pour valeur : $R = \frac{a}{\omega^2} = \frac{2,56}{2^2} = 0,64 \text{ m}$

2.2 La vitesse linéaire a pour valeur : $v = R \cdot \omega = 0,64 \times 2 = 1,28 \text{ m.s}^{-1}$

2.3 L'abscisse curviligne initiale est : $s_0 = R \cdot \theta_0 = 0,64 \times \frac{\pi}{2} = 1 \text{ m}$

3.

3.1 L'abscisse curviligne : $s = v \cdot t + s_0 = 1,28 \cdot t + 1$

3.2 $s = 1,28 \times 2 + 1 = 3,56 \text{ m}$

4. Pour un tour complet $\theta = 2\pi$ rad. Or $\theta = 2t + \frac{\pi}{2}$. On tire $t = \frac{2\pi - \frac{\pi}{2}}{2} = 2,36$ s

I.V. DOCUMENTATION

Qu'est-ce que la cinématique du point ?

La **cinématique du point** est l'étude du mouvement d'un point matériel indépendamment des causes de ce mouvement. Elle permet d'étudier les relations entre les paramètres permettant de décrire le mouvement (position, vitesse, accélération...) et leurs expressions ou transformations dans divers systèmes de coordonnées ou en cas de changement de référentiel.

Elle constitue un sous-domaine de la cinématique, restreinte au seul point matériel, qui est elle-même une branche de la mécanique. Si étudier le mouvement d'un corps indépendamment de ses causes peut paraître artificiel, les concepts et outils de la cinématique du point sont en fait indispensables pour aborder les autres branches de la mécanique. De fait, elle constitue le plus souvent les premiers chapitres des cours de mécanique du point, avant la dynamique ou l'énergie.

En Physique, On appelle **point matériel** ou **masse ponctuelle** un système mécanique qu'il est possible de modéliser par un point géométrique *de masse m*.

Il s'agit souvent d'un système dont les dimensions sont petites devant les distances caractéristiques du mouvement étudié (distance parcourue, rayon d'une orbite...), mais cette condition n'est ni nécessaire ni facile à considérer comme suffisante :

- Pour un objet volumineux solide (sans déformation) en translation (sans rotation), tous les points ont le même déplacement ; dès qu'on connaît la forme de l'objet, l'étude du mouvement d'un de ses points (quelconque) suffit à une description complète quelle que soit la taille de l'objet par rapport aux caractéristiques de son mouvement.
- Une boule qui roule sur un plan incliné possède de l'énergie cinétique associée à la translation globale (qu'on peut attribuer à son centre) et de l'énergie cinétique de rotation par rapport à son centre ; si on diminue la taille de la boule, la proportion de l'énergie cinétique de rotation reste la même, donc n'est jamais négligeable (le rayon de la boule fait partie des dimensions caractéristiques de son mouvement).

En pratique, il faut un système qui n'est ni déformable (généralement nommé « solide ») ni en mouvement de rotation.

Le terme dynamique qui est aussi utilisé dans le texte, est une discipline de la mécanique classique qui étudie les corps en mouvement sous l'influence des forces qui leur sont appliquées. Elle combine la statique qui étudie l'équilibre des corps au repos, et la cinématique qui étudie le mouvement.

Source : Wikipédia

Pour plus d'exercices de renforcement, se référer aux sites suivants :

<https://phylab.pagesperso-orange.fr/TS/Comprendre/>

<http://maths-sciences.fr/documents/bep-industriel/>

**THEME : MECANIQUE****TITRE DE LA LEÇON : MOUVEMENT DU CENTRE D'INERTIE D'UN SOLIDE****I. SITUATION D'APPRENTISSAGE**

Dans le car de transport le ramenant d'ABIDJAN, un élève de la Terminale C du Lycée Moderne Abengourou observe le mouvement d'une petite poupée suspendue au rétroviseur interne, par l'intermédiaire d'un fil inextensible. Il constate que :

- la poupée reste fixe et le fil reste vertical lorsque le véhicule est immobile ;
- la poupée s'incline vers l'arrière quand le car accélère ;
- la poupée s'incline vers l'avant quand le car ralentit.

Arrivé en classe, il informe ses camarades. Très émerveillés, ils cherchent à comprendre ces observations. Alors ils décident, sous la supervision de leur professeur de Physique-Chimie, de définir un référentiel galiléen, d'établir un lien entre l'accélération et les forces extérieures appliquées au système et d'appliquer le théorème du centre d'inertie.

II. CONTENU**1. LES RÉFÉRENTIELS GALILÉENS**

1.1 Définition

Un référentiel galiléen est un référentiel dans lequel le principe de l'inertie est vérifié.

1.2 Exemples

- Le référentiel de Copernic ou référentiel héliocentrique

Il a pour origine le centre du système solaire et pour axes, trois axes dirigés vers trois étoiles fixes.

- Le référentiel géocentrique

Il a pour origine le centre d'inertie de la Terre. Ces axes sont ceux du référentiel de Copernic.

- Le référentiel terrestre ou référentiel du laboratoire

Le solide de référence est un objet immobile situé sur la Terre (un arbre, un mur, ...). Il est supposé galiléen pour des expériences de courtes durées.

2. THÉORÈME DU CENTRE D'INERTIEÉnoncé du théorème du centre d'inertie

Dans un référentiel galiléen, la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un solide est égale au produit de la masse de ce solide par le vecteur-accélération de son centre d'inertie :

$$\sum \vec{f}_{ext} = m \cdot \vec{a}_G$$

Remarque :

Si la somme des forces extérieures est nulle : $\sum \vec{F}_{ext} = \vec{0}$ alors $\vec{a} = \vec{0}$

$$\vec{a} = \frac{d\vec{v}}{dt} \Rightarrow \begin{cases} \vec{v} = \vec{0}; \text{ le système est immobile} \\ \vec{v} = \text{cst}; \text{ le mouvement est uniforme.} \end{cases}$$

On retrouve alors le principe de l'inertie.

3. THÉORÈME DE L'ÉNERGIE CINÉTIQUE

Énoncé du théorème

Dans un référentiel galiléen, la variation de l'énergie cinétique d'un solide entre deux instants est égale à la somme algébrique des travaux effectués entre les deux instants par toutes les forces extérieures appliquées au solide :

$$\Delta E_C = E_{C_B} - E_{C_A} = \sum W_{AB}(\vec{f}_{ext}).$$

Activité d'application

Pour chacune des affirmations suivantes, mets une croix dans la case qui correspond à la bonne réponse.

N°	Affirmations	Vrai	Faux
1	Dans un référentiel galiléen, si la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un solide est nulle alors ce solide est nécessairement au repos.		
2	Les théorèmes de l'énergie cinétique et du centre d'inertie ne sont applicables que dans des référentiels galiléens.		
3	Un solide en mouvement rectiligne et uniforme peut être considéré comme un référentiel galiléen.		
4	Dans un référentiel galiléen, la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un solide en mouvement rectiligne et uniforme est nulle.		
5	Dans un référentiel galiléen, la variation de l'énergie cinétique d'un solide est égale à la somme des forces extérieures appliquées à ce solide.		

Solution

N°	Affirmations	Vrai	Faux
1	Dans un référentiel galiléen, si la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un solide est nulle alors ce solide est nécessairement au repos.		X
2	Les théorèmes de l'énergie cinétique et du centre d'inertie ne sont applicables que dans des référentiels galiléens.	X	
3	Un solide en mouvement rectiligne et uniforme peut être considéré comme un référentiel galiléen.	X	
4	Dans un référentiel galiléen, la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un solide en mouvement rectiligne et uniforme est nulle.	X	
5	Dans un référentiel galiléen, la variation de l'énergie cinétique d'un solide est égale à la somme des forces extérieures appliquées à ce solide.		X

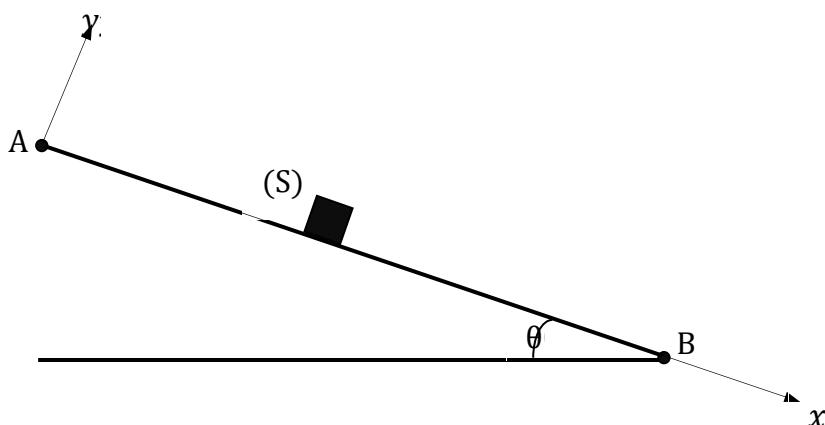
4. PROTOCOLE DE RÉSOLUTION D'UN PROBLÈME DE MÉCANIQUE

Pour résoudre un problème de mécanique, il faut :

- définir le système ;
- choisir un référentiel galiléen convenable muni d'un repère orthonormé ;
- faire le bilan ou l'inventaire des forces appliquées au système, avec un schéma si possible ;
- appliquer le théorème du centre d'inertie ou le théorème de l'énergie cinétique selon le besoin.

SITUATION D'ÉVALUATION

Lors d'une séance de TP, ton groupe étudie le mouvement d'un mobile de masse $m = 630 \text{ g}$ sur un banc à coussin d'air de longueur $AB = 1 = 2 \text{ m}$. Le banc est incliné d'un angle $\theta = 30^\circ$ par rapport à l'horizontale comme l'indique la figure ci-dessous. Le mobile initialement au repos en A, y est lâché sans vitesse initiale.



On donne : $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$.

Le Professeur vous demande de déterminer l'accélération du mobile et sa vitesse V_B au point B. Tu es le rapporteur du groupe. Réponds aux questions suivantes :

1. Donne :
 - 1.1 la définition d'un référentiel galiléen ;
 - 1.2 l'énoncé du théorème du centre d'inertie.
2. Représente qualitativement les forces extérieures qui s'exercent sur le solide.
3. Détermine l'accélération a_x du mobile.
4. Détermine la vitesse V_B en utilisant le théorème de l'énergie cinétique.

Résolution

1.1 Un référentiel galiléen est un référentiel dans lequel le principe de l'inertie est vérifié.

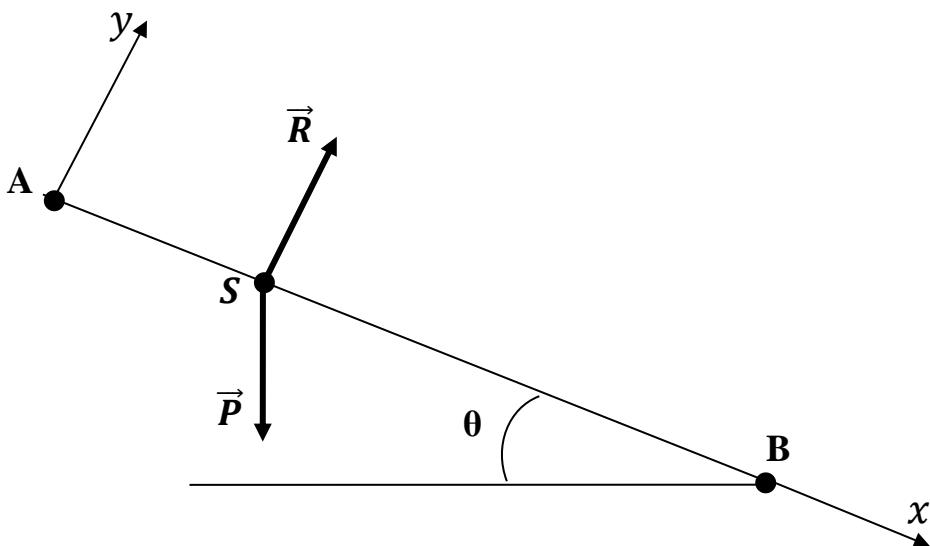
1.2 Dans un référentiel galiléen, la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un solide est égale au produit de la masse de ce solide par le vecteur-accélération de son centre d'inertie.

2. Système : le solide.

Référentiel d'étude : Référentiel terrestre supposé galiléen.

Bilan des forces :

\vec{P} : Poids du solide ;
 \vec{R} : Réaction de la piste ;
 Représentation des forces.



3. Appliquons le théorème du centre d'inertie au solide S.

$$\vec{R} + \vec{P} = m \cdot \vec{a}$$

Projection de cette relation vectorielle sur l'axe (A, x) :

$$R_x + P_x = ma_x$$

$$0 + m.g.\sin\theta = m.a_x \text{ d'où } a_x = g.\sin\theta$$

$$\text{Le calcul donne } a_x = 10 \times \sin 30^\circ = 5 \text{ m.s}^{-2}$$

4. Détermination de V_B :

Appliquons le théorème de l'énergie cinétique au solide S entre les points A et B :

$$E_{CB} - E_{CA} = W(\vec{P}) + W(\vec{R})$$

$$W(\vec{R}) = 0 \text{ car } \vec{R} \perp (AB); W(\vec{P}) = mglsin\theta$$

$$E_{CA} = 0 \text{ car } V_A = 0 \text{ et } E_{CB} = \frac{1}{2}mV_B^2$$

$$\text{Le théorème devient } \frac{1}{2}mV_B^2 = mglsin\theta; \text{ on tire } V_B = \sqrt{2glsin\theta}$$

$$\text{A.N : } V_B = \sqrt{2 \times 10 \times 2 \times 0,5} = 4,5 \text{ m/s}^2$$

III. EXERCICES

Exercice 1

Complète le texte ci-dessous avec les mots et groupe de mots suivants : **le théorème de l'énergie cinétique; des référentiels galiléens; le théorème du centre d'inertie; théorèmes.**

Un solide de masse m tombe d'une chute libre. En appliquant dans le référentiel terrestre, on montre que son vecteur accélération $\vec{a} = \vec{g}$. Après une chute d'une hauteur h, on établit, en appliquant que sa vitesse v est telle que $\overrightarrow{v^2} = 2gh$. Ces deux qui ne s'appliquent que dans sont très utilisés en Mécanique.

Solution

Un solide de masse m tombe d'une chute libre. En appliquant **le théorème du centre d'inertie** dans le référentiel terrestre, on montre que son vecteur accélération $\vec{a} = \vec{g}$. Après une chute d'une hauteur h , on établit, en appliquant **le théorème de l'énergie cinétique** que sa vitesse est telle que $\overrightarrow{v^2} = 2gh$. Ces deux **théorèmes** qui ne s'appliquent que dans **des référentiels galiléens** sont très utiles en Mécanique.

Exercice 2

Un solide S est lancé verticalement vers le haut. Au cours de sa montée, son vecteur accélération \vec{a} :

- a) a le même sens que son vecteur-vitesse \vec{v} .
- b) est opposé au vecteur –accélération de la pesanteur \vec{g} .
- c) a le même sens que le vecteur- accélération de la pesanteur \vec{g} .
- d) est un vecteur nul.

Entourez la lettre correspondant à la proposition correcte.

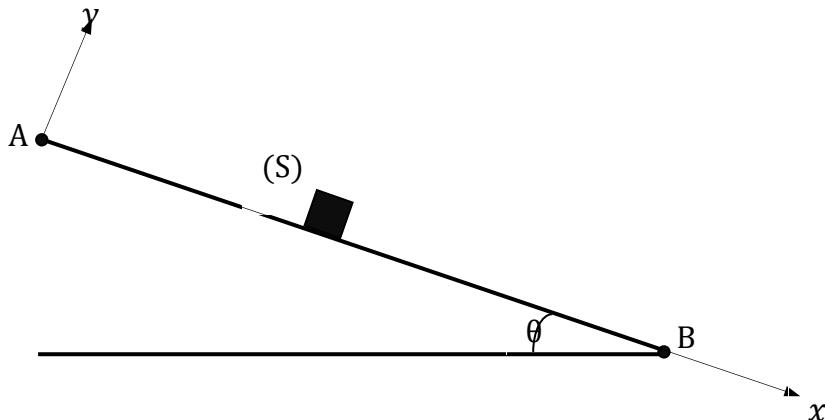
Solution

c)

Exercice 3

Un solide ponctuel (S) de masse $m = 100 \text{ g}$ est abandonné sans vitesse initiale, en un point A. Il glisse sur une piste rectiligne AB incliné d'un angle $\theta = 30^\circ$ par rapport à l'horizontale (Voir figure).

On néglige les forces de frottement sur ce trajet.



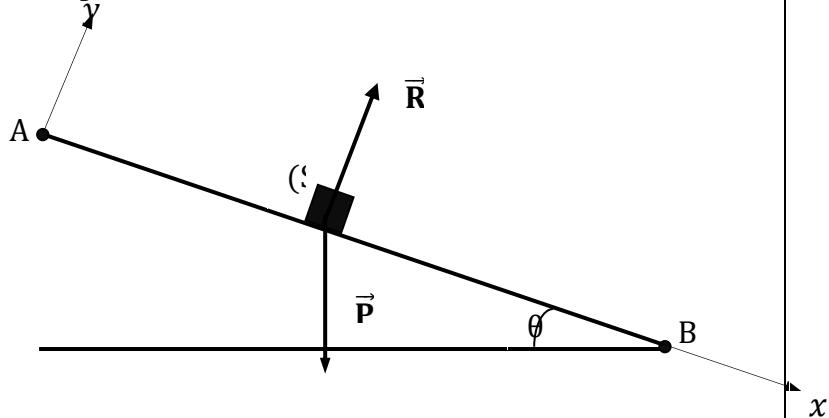
On donne : $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$.

1. Représente les forces extérieures qui agissent sur le solide.
2. Détermine l'expression de l'accélération du solide en utilisant le théorème du centre d'inertie.
3. Calcule la valeur de cette accélération.

Solution

1. Système : le solide
Référentiel d'étude : Référentiel terrestre supposé galiléen
Bilan des forces :
 \vec{P} : Poids du solide
 \vec{R} : Réaction de la piste

Représentation des forces



2. Expression de l'accélération

Appliquons le théorème du centre d'inertie : $\vec{R} + \vec{P} = m.\vec{a}$

Projection sur l'axe (A, x) : $0 + m.g\sin\theta = m.a_x$; d'où $a_x = g\sin\theta$

3. Valeur de l'accélération

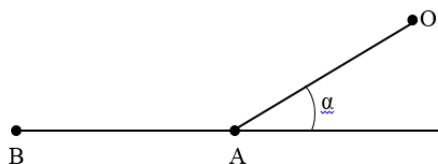
$$a_x = 10 \times \sin 30^\circ = 5 \text{ m.s}^{-2}$$

Exercice 4

Au cours d'un voyage, tu empruntes un véhicule de transport en commun. Parvenu au sommet O d'une côte de longueur $\ell = 500 \text{ m}$ et faisant avec l'horizontale un angle $\alpha = 20^\circ$. Ce véhicule de masse $m = 800 \text{ kg}$, tombe en panne. Le conducteur l'abandonne en cet endroit et part à la recherche d'un mécanicien pour le dépanner. Malheureusement, le frein à main du véhicule se desserre partiellement ; celui-ci descend alors et parvient au bas de la côte (au point A) avec une vitesse $v_A = 15 \text{ m.s}^{-1}$ en étant animé d'un mouvement supposé rectiligne et uniformément varié.

La valeur de la résultante \vec{f} des forces de frottement qui s'exercent sur le véhicule est supposée constante tout au long du trajet OB. Cette force \vec{f} est parallèle à la route rectiligne et opposée au vecteur-vitesse instantanée du véhicule.

Parvenu en A au bas de la côte, le véhicule continue son mouvement en ralentissant jusqu'au point B où il s'immobilise sous l'action des mêmes forces de frottements. (Voir figure ci-dessous)



L'intensité de la pesanteur vaut $g = 9,8 \text{ m.s}^{-2}$.

Tu racontes ta mésaventure à ton voisin de classe. Ce dernier te sollicite pour l'aider à déterminer la valeur des forces de frottement \vec{f} et la distance $d = AB$ parcourue par le véhicule sur le tronçon horizontal avant de s'arrêter au point B.

1. Précise le système étudié.
2. Représente qualitativement les forces extérieures appliquées au système étudié :
 - sur le trajet OA ;
 - sur le trajet AB.
3. Exprime la valeur algébrique de l'accélération \vec{a} du véhicule entre O et A:

3.1 en fonction de v_A , v_0 et ℓ ;

3.2 en fonction de m , g , f et α .

4. Détermine la valeur :

4.1 numérique de l'accélération \vec{a} du véhicule entre O et A ;

4.2 de l'intensité de la résultante \vec{f} des forces de frottement à partir de l'expression de la valeur algébrique de l'accélération d'une part puis en appliquant le théorème de l'énergie cinétique d'autre part ;

4.3 de la distance $d = AB$.

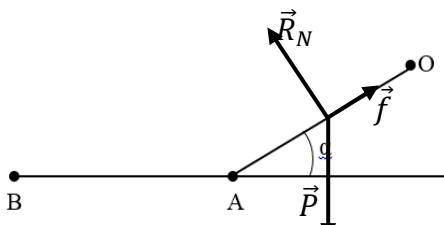
Résolution

1. Le système étudié est le véhicule.

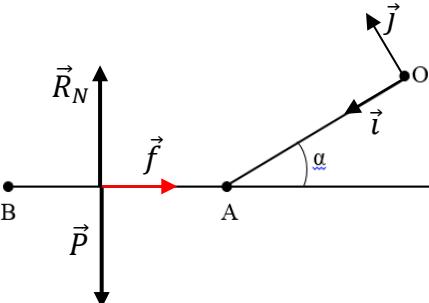
2. Représentation des forces extérieures appliquées au système :

2.1 sur le trajet OA.

Référentiel terrestre supposé galiléen

Bilan des forces extérieures	Représentation des forces extérieures
\vec{P} : poids du véhicule ; \vec{R}_N : réaction normale de la piste ; \vec{f} : résultante des forces de frottement.	

2.2 sur le trajet AB.

Bilan des forces extérieures	Représentation des forces extérieures
\vec{P} : poids du véhicule ; \vec{R}_N : réaction normale de la piste ; \vec{f} : résultante des forces de frottement.	

3. Expression de la valeur a_x de l'accélération \vec{a} du véhicule :

3.1 en fonction de v_A , v_0 et ℓ :

On a un mouvement rectiligne uniformément varié, d'où :

$$a_x = \frac{\Delta v^2}{2(x_A - x_O)} = \frac{v_A^2 - v_0^2}{2.l}$$

3.2 en fonction de m , g , f et α :

Appliquons le théorème du centre d'inertie : $\vec{R}_N + \vec{P} + \vec{f} = m.\vec{a}$

Projection sur (O, \vec{t}) : $0 + m.g.\sin\alpha - f = m.a_x$; d'où $a_x = g.\sin\alpha - \frac{f}{m}$

4. Détermination de la valeur de :

4.1 l'accélération \vec{a} du véhicule entre O et A : $a = a_x = \frac{15^2 - 0^2}{2 \times 500}$;

$$a_x = 0,225 \text{ m.s}^{-2}$$

4.2 la résultante \vec{f} des forces de frottement :

- A partir de l'expression de a : On a : $a_x = g \cdot \sin\alpha - \frac{f}{m}$.

On tire : $f = m(g \sin\alpha - a_x)$

$$\text{A.N} : f = 800 \times (9,8 \times \sin 20^\circ - 0,225) \quad f = 2501,4 \text{ N.}$$

- En appliquant le théorème de l'énergie cinétique entre O et A :

$$E_{C_A} - E_{C_O} = W(\vec{f}) + W(\vec{R}_N) + W(\vec{P});$$

$$\frac{m \cdot v_A^2}{2} - 0 = -f \cdot l + 0 + m \cdot g \cdot l \cdot \sin\alpha; f = m(g \cdot \sin\alpha - \frac{v_A^2}{2 \cdot l})$$

$$\text{A.N} : f = 800 \times (9,8 \times \sin 20^\circ - \frac{15^2}{2 \times 500}) ; f = 2501,4 \text{ N.}$$

4.3 la distance $l = AB$:

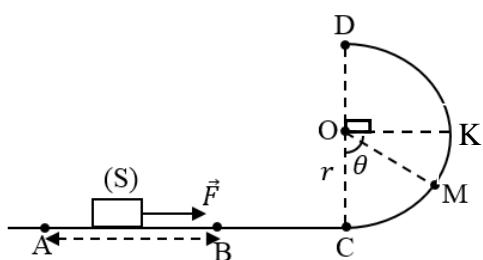
$$E_{C_B} - E_{C_A} = W(\vec{f}) + W(\vec{R}_N) + W(\vec{P});$$

$$0 - \frac{m \cdot v_A^2}{2} = -f \cdot l + 0 + 0; l = \frac{m \cdot v_A^2}{2 \cdot f}$$

$$\text{A.N} : l = \frac{800 \times 15^2}{2 \times 2501,4} = 36 \text{ m.}$$

Exercice 5

Lors d'une séance d'exercices, ton professeur de Physique-Chimie soumet à ta classe la figure ci-dessous. Sur cette figure, un solide de masse $m = 0,5 \text{ g}$ initialement au repos est lancé sur une piste ACD parfaitement lisse en faisant agir sur lui, le long de la partie AB une force \vec{F} horizontale, de valeur constante F. La portion CD de la piste est un demi-cercle de centre O et de rayon $r = 1 \text{ m}$. La résistance de l'air est négligeable.



On donne : $AB = L = 1,5 \text{ m}; g = 10 \text{ m.s}^{-2}$.

Le Professeur vous demande d'appliquer le théorème du centre d'inertie afin de déterminer la valeur minimale F_0 de F pour que le solide quitte la piste au point K.

1. Donne :

- 1.1 la définition d'un référentiel galiléen ;
- 1.2 l'énoncé du théorème du centre d'inertie.

2. Représente qualitativement les forces extérieures qui s'exercent sur le solide :

- 2.1 entre A et B ;
- 2.2 entre B et C ;
- 2.3 entre C et D.

3. Etablis :

- 3.1 l'expression de la vitesse v_B du solide (S) au point B en fonction de F, L et m ;
- 3.2 que $v_C = v_B$;
- 3.3 l'expression de la vitesse v_M du solide (S) au point M en fonction de F, L, m, g, r et θ ;
- 3.4 l'expression de la valeur de la réaction \vec{R} de la piste sur le solide au point M en fonction de F, L, m, g, r et θ .

4. Détermine :

- 4.1 la valeur minimale F_0 de F ;
- 4.2 la vitesse du solide au point K.

Solution

1.

1.1. Référentiel galiléen

Un référentiel galiléen est un référentiel dans lequel le principe de l'inertie est vérifié.

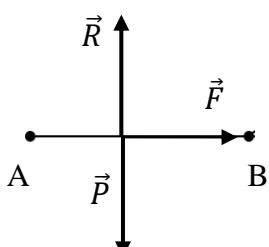
1.2. Enoncé du théorème du centre d'inertie

Dans un référentiel galiléen, la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un système est égale au produit de la masse de ce système par le vecteur-accélération de son centre d'inertie :

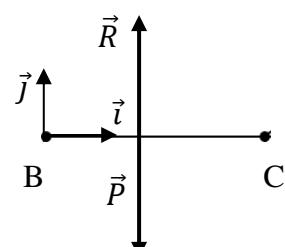
$$\sum \vec{f}_{ext} = m \cdot \vec{a}_G$$

2. Représentation des forces extérieures appliquées au solide :

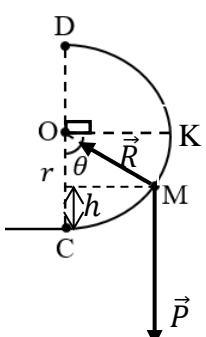
2.1. Entre A et B

Bilan des forces extérieures	Représentation des forces extérieures
\vec{P} : poids du solide ; \vec{R} : réaction de la piste ; \vec{F} : force motrice.	

2.2. Entre B et C :

Bilan des forces extérieures	Représentation des forces extérieures
\vec{P} : poids du solide ; \vec{R} : réaction de la piste.	

2.3 Entre C et D

Bilan des forces extérieures	Représentation des forces extérieures
\vec{P} : poids du solide ; \vec{R} : réaction de la piste.	

3.

3.1 Expression de la vitesse v_B du solide (S) au point B en fonction de F, L et m :

Appliquons le théorème de l'énergie cinétique entre A et B dans le référentiel terrestre supposé galiléen.

$$\Delta E_C = \sum W(\vec{f}); E_{C_B} - E_{C_A} = W(\vec{F}) + W(\vec{R}) + W(\vec{P}) \Rightarrow \frac{m.v_B^2}{2} - 0 = F.L + 0 + 0 \rightarrow v_B = \sqrt{\frac{2.F.L}{m}}$$

3.2 Etablissons que $v_C = v_B$:

Appliquons le théorème du centre d'inertie : $\vec{R} + \vec{P} + = m.\vec{a}$

Projection sur (B, \vec{l}) : $0 + 0 = m.a_x \Rightarrow a_x = 0 \text{ m.s}^{-2} \rightarrow v = \text{constante}, \text{d'où } v_C = v_B$

N.B : on peut aussi appliquer le théorème de l'énergie cinétique.

3.3 Expression de la vitesse v_M du solide (S) au point M en fonction de F, L, m, g, r et θ :

Appliquons le théorème de l'énergie cinétique entre C et M :

$$\Delta E_C = \sum W(\vec{f}); E_{C_M} - E_{C_C} = W(\vec{R}) + W(\vec{P}) \Rightarrow \frac{m.v_M^2}{2} - \frac{m.v_C^2}{2} = 0 - mgh; \text{ comme } h = r(1 - \cos\theta) \text{ et } v_C = \sqrt{\frac{2.F.L}{m}}$$

$$\text{On tire la relation : } v_M = \sqrt{\frac{2.F.L}{m} - 2.g.r(1 - \cos\theta)}$$

3.4 Expression de la valeur de la réaction \vec{R} de la piste sur le solide au point M en fonction de F, L, m, g, r et θ .

Appliquons le théorème du centre d'inertie : $\vec{R} + \vec{P} + = m.\vec{a}$

$$\text{Dans la base de Frenet, on a : } R - P.\cos\theta = m.a_n = \frac{m.v_M^2}{r}$$

$$\rightarrow R = m.g.\cos\theta + \frac{m.v_M^2}{r}; \text{ comme } v_M = \sqrt{\frac{2.F.L}{m} - 2.g.r(1 - \cos\theta)}, \text{ on tire la relation}$$

$$R = \frac{2.F.L}{r} - m.g(2 - 3.\cos\theta).$$

4. Détermination de :

4.1 la valeur minimale F_0 de F :

En K on a $\theta = 90^\circ$

Le solide quitte la piste en K, si $R_K = 0 N$;

$$R_K = \frac{2.F_0.L}{r} - m.g(2 - 3.\cos 90^\circ) = 0 \Rightarrow \frac{2.F_0.L}{r} - 2.m.g = 0 \Rightarrow F_0 = \frac{m.g.r}{L}$$
$$F_0 = \frac{0,5 \times 10 \times 0,5}{1,5} = 1,67 N$$

4.2 la vitesse du solide au point K.

$$v_K = \sqrt{\frac{2.F_0.L}{m} - 2.g.r(1 - \cos 90^\circ)} = \sqrt{\frac{2.\frac{m.g.r}{L}.L}{m} - 2.g.r} = 0 \text{ m.s}^{-1} \rightarrow v_K = 0 \text{ m.s}^{-1}$$

IV. DOCUMENTATION

Qu'est-ce que le centre d'inertie ?

Le **centre d'inertie** d'un objet, ou **centre de masse**, est le point de l'espace où l'on applique les effets d'inertie, c'est-à-dire le vecteur variation de quantité de mouvement.

Pour mieux comprendre cette notion, il faut se dire que par exemple, si l'on veut faire tourner l'objet autour d'un axe de direction donnée, alors l'axe pour lequel il faut fournir le moins d'effort est l'axe passant par le centre d'inertie. Si l'axe de rotation ne passe pas par le centre d'inertie, cela génère des vibrations dans le système.

Dans le cas où l'on peut considérer le champ de gravitation uniforme, le centre d'inertie est confondu avec le centre de gravité. On le note de fait G.

Pour un système de points matériels M discrets assortis de leurs masses (M_i, m_i), le centre d'inertie est le barycentre des masses.

Le centre de masse de deux points (M_1, m_1) et (M_2, m_2) se trouve sur le segment de droite ouvert] $M_1 M_2$ [.

Il ne faut pas confondre le **centre d'inertie** au **centre de gravité**.

En effet, le **centre de gravité** est le point où la résultante des forces de gravité s'applique sur un solide. Mais on l'assimile au centre d'inertie par une bonne approximation liée au fait que dans la plupart des cas, le champ de gravitation auquel le corps est soumis peut être considéré comme uniforme dans le corps considéré.

D'ailleurs, les systèmes que nous étudions sont représentés par un point ; le centre d'inertie.

Pour plus d'exercices de renforcement, se référer aux sites suivants :

<https://ressources.unisciel.fr/DAEU/physique/>

<https://www.camerecole.org/classes/>

Niveau :Tle D

THEME 1 : MECANIQUE

LEÇON 2 : MOUVEMENTS DANS UN CHAMP UNIFORME

Durée :7heures

HABILETES	CONTENUS
Définir	un champ uniforme.
Représenter	• le vecteur champ électrostatique uniforme. • le vecteur champ de pesanteur.
Déterminer	le vecteur- accélération : - dans le champ de pesanteur uniforme ; - dans le champ électrostatique uniforme.
Déterminer	• les équations horaires du mouvement ; • l'équation cartésienne de la trajectoire ; • les expressions de la : - flèche ; - portée ; - déviation angulaire ; - déflexion électrostatique.
Utiliser	• les équations horaires des mouvements. • l'équation cartésienne de la trajectoire.
Connaître	l'intérêt du champ électrostatique.

MATERIELS PAR POSTE DE TRAVAIL <ul style="list-style-type: none">•••••	SUPPORTS DIDACTIQUES : <ul style="list-style-type: none">- Schémas sur polycopies- Fiche TD-- BIBLIOGRAPHIE : Eurin-gié, Arex, Internet, Guides et programmes
PRE-REQUIS : <ul style="list-style-type: none">---	VOCABULAIRE SPECIFIQUE : Mouvement parabolique ; flèche ; portée ; déviation angulaire ; déflexion électrostatique

STRATEGIES DE TRAVAIL ET CONSIGNES PARTICULIERES

PLAN DU COURS

1. Champs uniformes
2. Mouvement d'un projectile dans le champ de pesanteur uniforme
 - 2.1. Vecteur accélération
 - 2.2. Vecteur vitesse et position
 - 2.3. Equations horaires du mouvement
 - 2.3.1. Les coordonnées de a , v_0 et OG_0
 - 2.3.2. Equations horaires du mouvement
 - 2.4. Equation de la trajectoire
 - 2.5. Les caractéristiques de la trajectoire
 - 2.5.1. La portée horizontale
 - Définition
 - Expression de la portée
 - 2.5.2. La flèche
 - Définition et expression
 - Expression de la flèche (y_s)
 - 2.6. Problème de tir
3. Mouvement d'une particule chargée dans un champ électrique uniforme.
 - 3.1. Etude dynamique
 - 3.2. Equations horaire du mouvement
 - 3.3. Caractéristiques du faisceau
 - 3.3.1. Les coordonnées du point de sortie S et du vecteur vitesse v_S
 - 3.3.2. Déviation angulaire
 - 3.3.3. Déflexion électrostatique

Moments didactiques/ Durée	Stratégies pédagogiques	Activités Professeur	Activité élèves	Trace écrite
Présentation	Questions-réponses	Rappels/ pré requis	Les élèves répondent aux questions	MOUVEMENTS DANS UN CHAMP UNIFORME
				<p><u>Situation d'apprentissage</u></p> <p>Au cours des journées « portes ouvertes » organisées au lycée moderne de Bongouanou, chaque conseil d'enseignement s'organise pour faire découvrir sa discipline.</p> <p>Au cours du match de basketball organisé en EPS, un élève de la classe de Tle C₂ placé au milieu du terrain reçoit la balle, la lance et marque un joli panier.</p> <p>En Physique-Chimie, un documentaire est présenté expliquant le principe de fonctionnement d'une télévision à partir du spot lumineux d'un oscilloscope qui peut être dévié verticalement ou horizontalement.</p> <p>De retour en classe, les élèves veulent étudier les mouvements de la balle de basketball et du faisceau d'électron à l'intérieur des plaques horizontales de l'oscilloscope. Ils entreprennent alors de déterminer les équations cartésiennes des trajectoires de la balle et du faisceau d'électron puis les différentes grandeurs caractéristiques des trajectoires.</p> <h2>1. Champs uniformes</h2> <p>Un champ uniforme est un espace dans lequel le vecteur champ est constant.</p> <p>Exemple :</p> <ul style="list-style-type: none"> • Le champ de pesanteur (\vec{g}) : Au voisinage de la terre (quelques km d'altitude), le champ de pesanteur peut être considéré comme uniforme. Ses caractéristiques sont : <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="border-right: 1px solid black; padding-right: 10px;"></div> <div style="flex-grow: 1;"> Direction : verticale Sens : du haut vers le bas Valeur : g ($N \cdot kg^{-1}$) ou ($m \cdot s^{-2}$) </div> </div>  • Le champ électrostatique (\vec{E}) : Le champ électrostatique créé entre les armatures d'un condensateur plan est uniforme :



Direction : Perpendiculaire aux armatures

Sens : Sens des potentiels décroissants

Valeur : $E = \frac{U}{d} (\text{V.m}^{-1})$



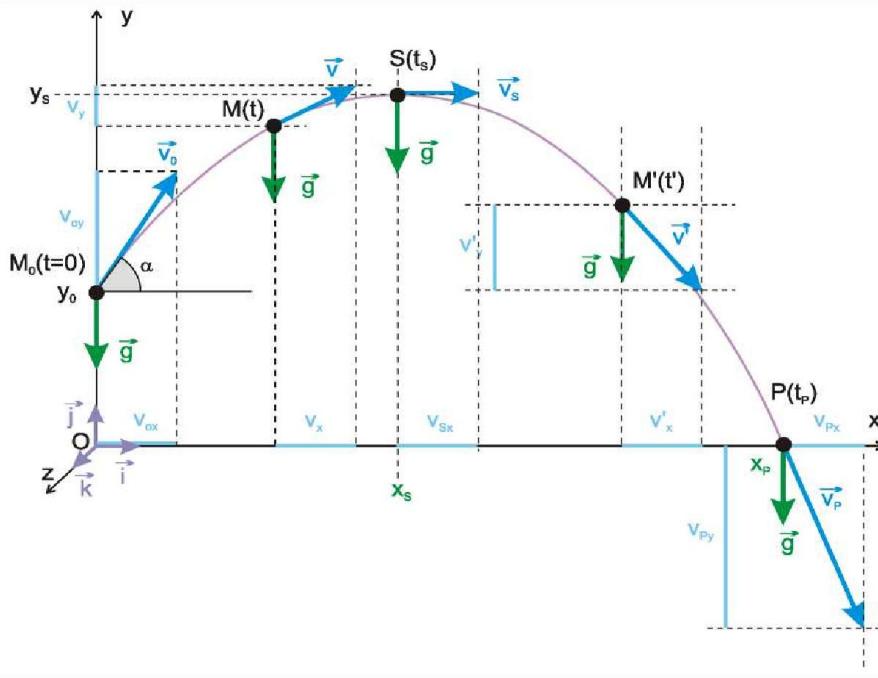
2. Mouvement d'un projectile dans le champ de pesanteur uniforme

Un projectile, de masse m est lancé dans le champ de pesanteur \vec{g} avec une vitesse initiale de lancement \vec{v}_0 . Ce vecteur fait avec l'horizontale un angle aigu α appelé angle de tir. Le mouvement du projectile est étudié dans un repère cartésien $(O, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$.

2.1. Vecteur accélération

- Système : le projectile de masse m
- Référentiel terrestre supposé galiléen ;
- Bilan des forces : le poids ;

Appliquons le théorème du centre d'inertie :



$$\sum \vec{f}_{ext} = m \cdot \vec{a} = m \cdot \vec{g} \leftrightarrow \vec{a} = \vec{g}$$

\vec{a} et \vec{g} ont la même direction et le même sens.

2.2. Vecteur vitesse et position

Le mouvement étant uniformément varié, on a :

$$\vec{v}(t) = \vec{g} \cdot t + \vec{v}_0$$

$$\overrightarrow{OG}(t) = \frac{1}{2} \vec{g} \cdot t^2 + \vec{v}_0 \cdot t + \overrightarrow{OG}_0$$

2.3. Équations horaires du mouvement

2.3.1. Les coordonnées de \vec{a} , \vec{v}_0 et \overrightarrow{OG}_0

Dans le repère $(0, \vec{i}, \vec{j}, \vec{k})$: A t = 0 on a

$$\vec{a} = -g\vec{j} \leftrightarrow \begin{cases} a_x = 0 \\ a_y = -g \\ a_z = 0 \end{cases}; \vec{v}_0 \begin{cases} v_{0x} = v_0 \cos \alpha \\ v_{0y} = v_0 \sin \alpha \\ v_{0z} = 0 \end{cases}; \overrightarrow{OG}_0 \begin{cases} x_0 = 0 \\ y_0 = h \\ z_0 = 0 \end{cases}$$

2.3.2. Equations horaires du mouvement

A t $\neq 0$, on a :

$$\vec{v} \begin{cases} v_x = v_0 \cos \alpha \\ v_y = -gt + v_0 \sin \alpha \\ v_z = 0 \end{cases}$$

$$\overrightarrow{OG} \begin{cases} x = (v_0 \cos \alpha)t \\ y = -\frac{1}{2}gt^2 + (v_0 \sin \alpha)t + h \\ z = 0 \end{cases}$$

Remarque :

Le mouvement est rectiligne uniforme selon l'axe ox et rectiligne uniformément varié selon oy.

2.4. Equation de la trajectoire

De l'expression des équations horaires, nous déduisons

$$t = \frac{x}{v_0 \cos \alpha} \leftrightarrow y = -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} \cdot x^2 + x \tan \alpha + h$$

La trajectoire est **une parabole** (de concavité tournée vers le bas).

Remarque : Si le projectile part de l'origine O du repère alors $y_0 = h = 0$

Et on a : $-\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} x^2 + x \tan \alpha = 0$

2.5. Les caractéristiques de la trajectoire

2.5.1. La portée horizontale

- Définition

Soit P le point d'impact du projectile sur le plan horizontal passant par le point de lancement O. La portée du tir est la distance OP

- Expression de la portée

$$\text{En } P, y = 0 \leftrightarrow -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} \cdot x^2 + x \tan \alpha + h = 0$$

Cette équation du deuxième degré a en principe deux racines x_1 et x_2

Posons $x_1 < 0$ et $x_2 > 0 \Rightarrow OP = x_2$

$$\text{Remarque : Pour } y_0 = h = 0 \text{ on a: } -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} x^2 + x \tan \alpha = 0$$

$$x \left(-\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} x + \tan \alpha \right) = 0$$

$$\begin{cases} -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} x_p + \tan \alpha = 0 \\ x_o = x = 0 \text{ (le point de lancement)} \end{cases}$$

$$\leftrightarrow x_p = \frac{2v_0^2 \cos^2 \alpha \cdot \sin \alpha}{g \cos \alpha} = \frac{2v_0^2 \cos \alpha \cdot \sin \alpha}{g} = \frac{v_0^2 \sin 2\alpha}{g}$$

$$OP = x_p = \frac{v_0^2 \sin 2\alpha}{g}$$

Pour v_0 fixée, la portée est maximale lorsque
 $\sin 2\alpha = 1 \leftrightarrow \alpha = \frac{\pi}{4}$ donc $OP_m = \frac{v_0^2}{g}$

2.5.2. La flèche

- Définition

La flèche du tirest l'altitude maximale atteinte par le projectile par rapport au point de lancement.

- **Expression de la flèche (y_s)**

$$\text{En S } v_y = 0 \leftrightarrow -g \cdot t_s + v_0 \sin \alpha = 0 \leftrightarrow t_s = \frac{v_0 \sin \alpha}{g}$$

$$\leftrightarrow y_s = H = -\frac{1}{2} g \frac{v_0^2 \sin^2 \alpha}{g^2} + \frac{v_0^2}{g} \sin^2 \alpha + h = \frac{v_0^2 \sin^2 \alpha}{2g} + h$$

$$H = y_s = \frac{v_0^2 \sin^2 \alpha}{2g} + h$$

La flèche est maximale si $\sin^2 \alpha = 1$

$$\leftrightarrow \sin = 1 \leftrightarrow \alpha = \frac{\pi}{2} (\text{tir vertical}) \leftrightarrow h_m = \frac{v_0^2}{2g} + h$$

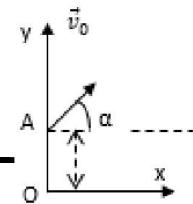
Remarque :

- Pour $h = 0$ on a $H = y_s = \frac{v_0^2 \sin^2 \alpha}{2g}$
- L'énergie mécanique du projectile soumis à son seul poids dans le champ de pesanteur uniforme se conserve

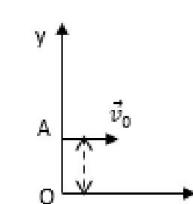
Activité d'application 1

Dans chacun des cas de figure suivant, détermine en te référant aux résultats de l'activité 1 :

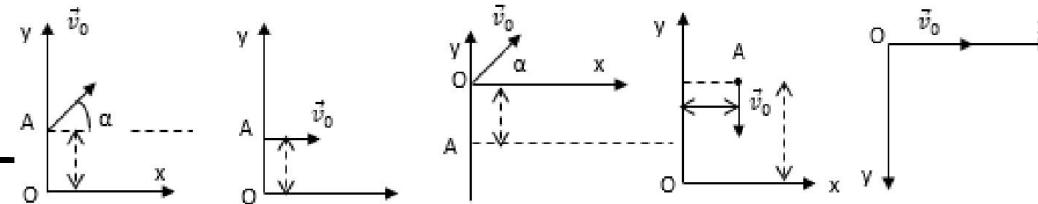
- 1-Les équations horaires du mouvement.
- 2-Les équations cartésiennes de la trajectoire.



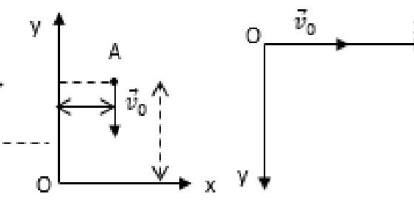
(a)



(b)



(c)



(d)



(e)

3. Mouvement d'une particule chargée dans un champ électrique uniforme.

3.1. Mouvement de la particule chargée dans un champ électrostatique uniforme

Problème

Une particule de charge $q < 0$ et de masse m pénètre en O entre deux plaques métalliques horizontales chargées et parallèles avec une vitesse constante \vec{V}_0 parallèle aux plaques.

Étudions le mouvement des particules entre les plaques.

3.2. ETUDE DYNAMIQUE

- Système

Particule chargée ($q = -e < 0$) de masse m .

- Référentiel

du laboratoire considéré comme galiléen lié au repère orthonormé (O, \vec{i}, \vec{j}) .

- Bilan des forces extérieures

\vec{P} : le poids de la particule

\vec{F} : force électrostatique

- Théorème du centre d'inertie

$$\vec{P} + \vec{F} = m\vec{a};$$

Le poids de la particule entre les plaques est négligeable devant la force électrostatique \vec{F} on écrit donc $\vec{P} \ll \vec{F}$

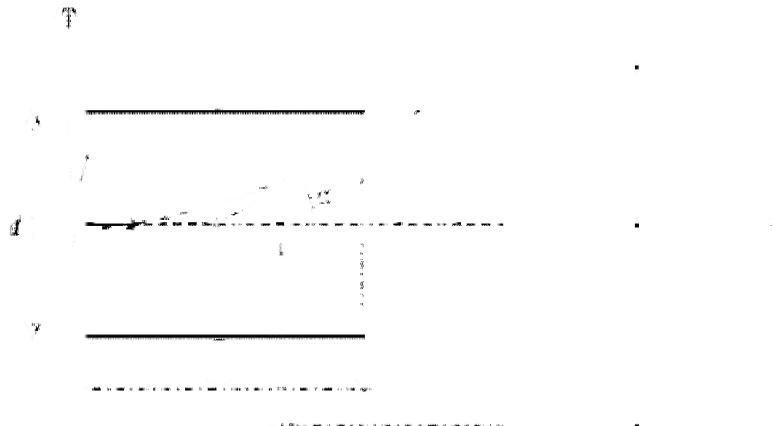
Finalement $\vec{F} = q\vec{E} = m\vec{a}$; d'où

$$\vec{a} = \frac{q\vec{E}}{m}$$

\vec{a} est constant car (**E , q et m sont constant**) et dépend de la masse et de charge de la particule. Le vecteur accélération \vec{a} et le vecteur champ électrostatique \vec{E} sont colinéaires.

3.3. ETUDE CINEMATIQUE

3.3.1. Équation horaire du mouvement



$$\overrightarrow{OM} = \frac{1}{2} \vec{a} \cdot t^2 + \vec{V}_0 \cdot t + \overrightarrow{OM}_0 ; \quad \vec{a} = \frac{q\vec{E}}{m} (q = -e < 0)$$

$$\vec{a} \begin{cases} a_x = 0 \\ a_y = \frac{-qE}{m} ; \quad \vec{V}_0 \begin{cases} v_{ox} = v_0 \\ v_{oy} = 0 \end{cases} ; \quad \overrightarrow{OG}_0 \begin{cases} x_0 = 0 \\ y_0 = 0 \\ z_0 = 0 \end{cases} \\ a_y = 0 \quad v_{oz} = 0 \end{cases}$$

NB : $a_y = \square \vec{E} \cdot \vec{j} = E \times j \times \cos(\vec{E}, \vec{j})$ d'où ($\square = \frac{q}{m}$)

$$\overrightarrow{OM} \begin{cases} x(t) = v_0 t \\ y(t) = \frac{-qE}{2m} t^2 \quad \text{ou} \quad (q = -e) \overrightarrow{OM} \begin{cases} x(t) = v_0 t \\ y(t) = \frac{eE}{2m} t^2 \\ z(t) = 0 \end{cases} \\ z(t) = 0 \end{cases}$$

On obtient celui de la vitesse en dérivant par le temps t

$$\vec{V} \begin{cases} v_x(t) = v_0 \\ v_y(t) = \frac{eE}{m} t \\ v_z(t) = 0 \end{cases}$$

3.3.2. Équation de la trajectoire

En tirant t dans l'équation (1) on a : $t = \frac{x}{v_0}$

et en remplaçant dans l'équation horaire (2) on a :

$$y = \frac{eE}{2mV_0^2} x^2$$

La particule décrit une trajectoire parabolique d'axe de sommet O et sa concavité est tournée vers les y positif.

3.3.3. Étude de la trajectoire

a) Position à la sortie (soit 1 la longueur de la plaque)

Le faisceau de particule sort des plaques si son abscisse vaut la longueur des plaques ($x = 1$) d'où $x_s = 1$

On obtient y_s en remplaçant $x = 1$ dans l'expression de l'équation de la trajectoire ; on obtient $y = \frac{eE}{2mV_0^2} x^2$ d'où $y = \frac{eE}{2mV_0^2} l^2$

Coordonnées de sortie $\begin{cases} x_s = l \\ y_s = \frac{eE}{2mV_0^2} l^2 \end{cases}$

b) Vecteur vitesse de sortie

À la sortie S, on détermine le temps t_s de sortie : $x_s = 1 = v_0 \cdot t_s$ alors $t_s = \frac{1}{v_0}$

$\begin{cases} v_x(t) = v_0 \\ v_y(t) = \frac{eE}{m} t \end{cases}$ coordonnées de la vitesse de sortie ($t_s = \frac{1}{v_0}$) $\vec{v}_s = \begin{cases} v_{xs} = v_0 \\ v_{ys} = \frac{eE}{mv_0} l \end{cases}$

c) Condition de sortie des particules des plaques

Le faisceau de particule arrivera à sortir des plaques s'il parcourt la distance ℓ et que son ordonnée à la sortie soit inférieur à $d/2$; c'est-à-dire ($y_s < \frac{d}{2}$)

$$y_s = \frac{eE}{2mV_0^2} \ell^2 < \frac{d}{2} \text{ avec } E = \frac{U}{d}$$

$$\text{La condition s'écrit : } \frac{eU}{m \cdot d^2 \cdot V_0^2} \ell^2 < 1$$

1.2.4 Déflexion électrique d'un faisceau de particule

On place un écran (E) à une distance D du milieu des plaques ($D = IO'$)

a) Déviation électrostatique

C'est l'angle \square de déviation que fait le vecteur vitesse \vec{v}_0 à partir du milieu I des plaques avec l'axe (O, x) porté par le vecteur vitesse.

$$\tan \square = \frac{2y_s}{l} = \frac{v_{sy}}{v_{sx}} = \frac{eEl}{m.v_0^2}$$

b) Déflexion électrostatique

- Définition

C'est la distance entre l'axe (O, x) porté le vecteur vitesse \vec{v}_0 et le point d'impact de la particule sur l'écran (E) : ($Y = O'P$).

- Expression de la déflexion électrique Y

A la sortie les particules sont uniquement soumises à leur poids qui est négligeables, donc à aucune forces extérieures, alors isolées ($m\ddot{a} = \vec{0}$ d'où $\frac{d\vec{v}}{dt} = \vec{0}$ alors $\vec{v} = \text{cste}$); son mouvement est donc rectiligne uniforme de vitesse \vec{v}_s de sortie.

$$\tan \square = \frac{Y}{D} \text{ alors } Y = D \cdot \tan \square \quad \text{avec } \tan \square = \frac{eEl}{m.v_0^2} \text{ et } E = \frac{U}{d} \quad (\tan \square = \frac{eUl}{m.d.v_0^2})$$

$$Y = \frac{e.U.l.D}{m.d.v_0^2}$$

$$Y = k \cdot U \quad \text{avec } k = \frac{e.l.D}{m.d.v_0^2}$$

La déflexion électrique est proportionnelle à la tension appliquée aux bornes du condensateur déflecteur : C'est le principe de l'oscilloscope.

1.3 ÉTUDE ÉNERGÉTIQUE

Il ya conservation de l'énergie mécanique sur tout le parcours de la particule q dans le champ \vec{E} entre les plaques. Soit A et B deux positions du projectile, on a :

$$E_{mA} = E_{mB} \text{ alors } E_{pA} + E_{CA} = E_{pB} + E_{CB}$$

$$qV_A + 1/2m.v_A^2 = qV_B + 1/2m.v_B^2$$

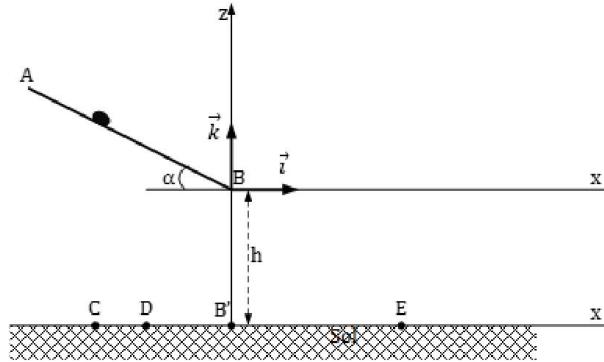
$$q(V_A - V_B) = \frac{1}{2} m(v_B^2 - v_A^2)$$

$$qU_{AB} = \frac{1}{2} m(v_B^2 - v_A^2)$$

SITUATION D'EVALUATION 1

Au cours d'une séance de travaux pratiques, Un groupe d'élève laisse glisser un palet sur un plan AB incliné d'un angle $\alpha = 30$ par rapport à l'horizontale (Voir figure). A l'aide d'un

capteur, ils mesurent la vitesse du palet en B et trouvent $V_B = 10 \text{ m/s}$. Le palet quitte ensuite le plan incliné tombe en chute libre sur le sol situé à la distance $h = 5 \text{ m}$ en dessous du point B. On donne $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$.

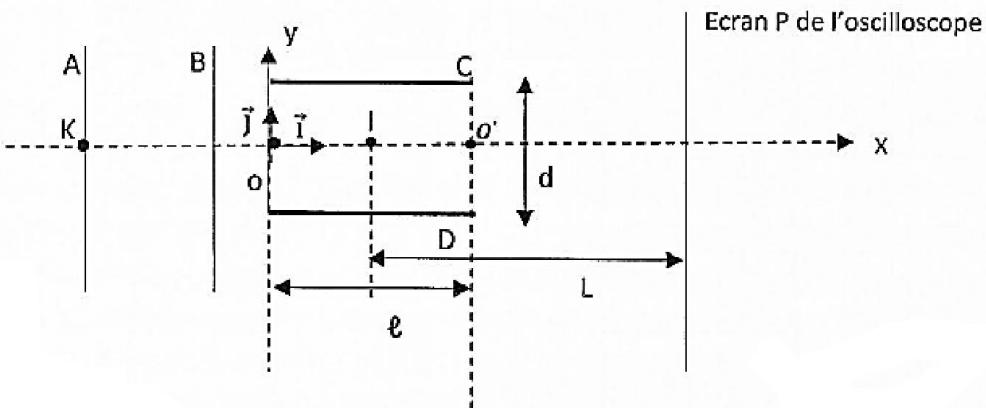


Etant de ce groupe, tu décides d'étudier le mouvement du palet afin de vérifier tes acquis.

1. Représente le vecteur-vitesse \vec{V}_B du palet en B.
2. Détermine les équations horaires du mouvement du palet dans le repère (B, \vec{i}, \vec{k}) , en considérant qu'à l'instant initial le palet se trouve au point B
3. Déduis-en l'équation cartésienne de la trajectoire du palet.
4. Détermine :
 - 4.1. La date à laquelle le palet touche le sol au point E.
 - 4.2. L'abscisse X_E du point E.
 - 4.3. Les caractéristiques du vecteur-vitesse \vec{V}_E du palet en E.

SITUATION D'EVALUATION 2

Dans le canon à électrons d'un oscilloscope règne un vide poussé. Dans ce canon, les électrons de masse m et de charge q sont émis sans vitesse initiale au point K, par un filament chauffé. Ces électrons sont ensuite accélérés par la tension U_{AB} entre les plaques verticales A et B. A la sortie de ces plaques, ils pénètrent en O entre deux autres plaques horizontales C et D où ils sont déviés par le champ électrostatique uniforme \vec{E} qui y règne. Ces électrons sont reçus sur l'écran de l'oscilloscope, situé à une distance L du milieu I des plaques C et D (voir schéma ci-dessous). Yann ayant pris connaissance de ce dispositif, veut faire l'étude dynamique du mouvement des électrons.



On donne: masse de l'électrons : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; charge de l'électron : $q = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $U_{CD} = 100 \text{ V}$; $\|U_{AB}\| = 300 \text{ V}$; $e = 2 \text{ cm}$; $d = 1 \text{ cm}$; $L = 25 \text{ cm}$.

Aide Yann à faire son étude.

1. Étude de l'accélération des électrons

1.1 Enonce le théorème de l'énergie cinétique.

1.2 Détermine le signe de la tension U_{AB} .

1.3 Etablis en fonction de e , met U_{AB} , l'expression de la vitesse V_B des électrons à sortie des plaques A et B. Calcule sa valeur.

2. Etude du mouvement des électrons au-delà des plaques A et B On admet que $V_B = V_0$ (V_0 est la vitesse de l'électron en O)

2.1 Enonce le théorème du centre d'inertie.

2.2 Détermine le sens de déviation du spot par rapport à l'horizontale sur l'écran de l'oscilloscope.

2.3 Représente qualitativement la force électrostatique \vec{F} s'exerçant sur un électron.

2.4 Détermine :

2.4.1 les équations horaires $x(t)$ et $y(t)$ du mouvement d'un électron dans le champ Électrostatique \vec{E} ;

2.4.2 l'équation cartésienne $y(x)$ de la trajectoire;

2.4.3 les coordonnées du point S à la sortie des plaques Cet D;

2.4.4 la déviation linéaire Y d'un faisceau d'électron sur l'écran P de l'oscilloscope.



THEME : MECANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : INTERACTION GRAVITATIONNELLE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Regardant un documentaire scientifique à la télévision, deux élèves de terminale C découvrent que les satellites tournent autour de la Terre selon les lois de la gravitation, en décrivant des trajectoires en forme d'ellipse ou de cercle dont les plans passent par le centre de la Terre. Certains sont dits géostationnaires à cause de leur mouvement particulier autour de la Terre.

Le lendemain, avec leurs camarades de classe, ces élèves entreprennent d'étudier les lois de la gravitation, de déterminer les caractéristiques du mouvement d'un satellite géostationnaire et de montrer l'intérêt des satellites géostationnaires.

II. CONTENUS**1. Force d'interaction gravitationnelle****1.1. Enoncé de la loi d'attraction universelle de Newton**

Deux corps ponctuels A et B, de masses respectives m_A et m_B , situés à une distance r l'un de l'autre, s'attirent mutuellement avec des forces d'intensités proportionnelles à leurs masses et inversement proportionnelles au carré de la distance r .

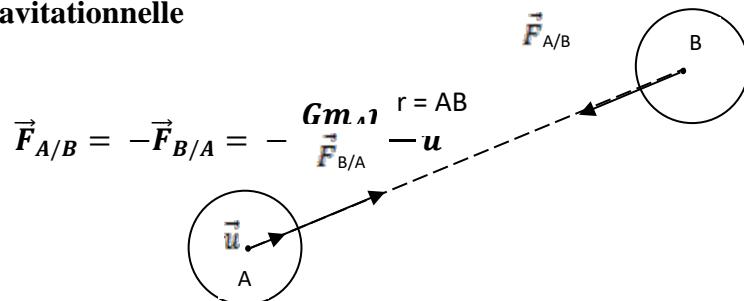
Ces forces sont appelées **forces gravitationnelles**.

1.2. Expression de la force gravitationnelle

$$\text{avec } \mathbf{F}_{A/B} = \mathbf{F}_{B/A} = \frac{Gm_A m_B}{r^2}$$

G est la constante gravitationnelle.

$$G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N.m}^2.\text{kg}^{-2} \text{ ou en } \text{m}^3.\text{kg}^{-1}.\text{s}^{-2}$$



Corps S_A à répartition sphérique de masse m_A et de centre de symétrie A

Corps S_B à répartition sphérique de masse m_B et de centre de symétrie B

Cette loi peut être appliquée aux solides à répartition sphérique si nous admettons que les corps se comportent comme des points matériels situés en leurs centres et ayant pour masses, les masses de ces corps.

NB : Les forces gravitationnelles sont toujours attractives.

Activité d'application

- calcule la valeur des forces d'interactions entre la planète Uranus et l'un de ses satellites Ariel distants de $r = 192000 \text{ km}$.
- Représente qualitativement ces deux forces sur un schéma.

Données :

masse d'Uranus : $m_U = 8,84 \cdot 10^{25} \text{ kg}$

Masse d'Ariel : $m_A = 1,26 \cdot 10^{21} \text{ kg}$

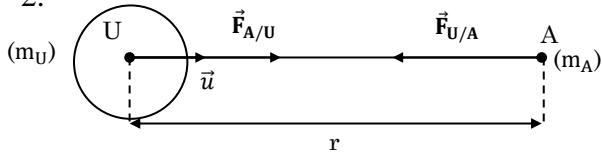
La constante de gravitation : $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ SI}$

corrigé

1. $F = G \frac{m_A m_U}{r^2}$;

AN: $F = 2,015 \cdot 10^{20} \text{ N}$

2.



2. Champ gravitationnel

2.1. Définition

Soit le corps S_A à répartition sphérique de masse m_A et de centre de symétrie A. Tout point P de l'espace environnant de S_A est caractérisé par un vecteur \vec{g}_A appelé **vecteur champ de gravitation**

2.2.

2.2.1. Expression du champ gravitationnel

Vecteur champ de gravitation : $\vec{g}_A = -\frac{G m_A}{AP^2} \vec{u}_{AP}$ avec $AP = r$

2.2.2. Expression du champ gravitationnel à une altitude z

Le champ gravitationnel créé par S au point P d'altitude z est : $\vec{g}_z = \frac{Gm}{(R+z)^2}$ avec R rayon de S.

A la surface de S, $z = 0$ donc $\vec{g}_0 = \frac{Gm}{R^2}$ ce qui conduit à $\vec{g}_z = \vec{g}_0 \frac{R^2}{(R+z)^2}$

2.3. Champ gravitationnel et champ de pesanteur

Au voisinage de la terre, \vec{g} et \vec{g} sont pratiquement égaux car :

- L'écart relatif entre leurs normes est inférieur à 0,3%.
- L'écart entre leurs directions n'excède pas $0,1^\circ$.

On écrit donc :

$$\vec{g} = \vec{g}$$

Activité d'application

La distance terre-lune est $h = 3,85 \cdot 10^5 \text{ km}$. Calcule la valeur du champ de gravitation terrestre :

- Au niveau du sol
- Sur la lune

Données:

Rayon de la terre, $R_T = 6,3 \cdot 10^3 \text{ km}$;
 Masse de la terre : $M_T = 6 \cdot 10^{24} \text{ kg}$;
 La constante de gravitation :

$$G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ SI}$$

corrigé

1. Au niveau du sol :

$$g_0 = G \frac{M_T}{R_T^2}$$

$$g_0 = 6,67 \cdot 10^{-11} \times \frac{6 \cdot 10^{24}}{(6,3 \cdot 10^6)^2}$$

AN: $g_0 = 9,77 \text{ m/s}^2$

2. A l'altitude h :

$$\begin{aligned} g_h &= G \frac{M_T}{(R_T + h)^2} \\ &= g_0 \frac{R_T^2}{(R_T + h)^2} \end{aligned}$$

$$g_h = 6,67 \cdot 10^{-11} \cdot \frac{6 \cdot 10^{24}}{(6,3 \cdot 10^6 + 3,85 \cdot 10^8)^2}; \quad g_h = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ m/s}^2$$

3. Mouvement des satellites

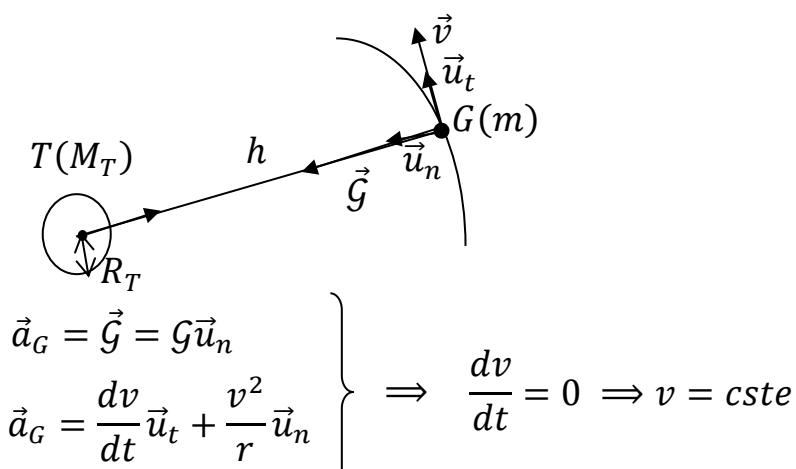
Pour étudier le mouvement d'un satellite de la terre, on utilise le repère géocentrique. Dans un tel repère, un satellite en «vol balistique» (*moteur coupé*), décrit une courbe plane dont le plan contient le centre O de la terre. Cette courbe est souvent une ellipse ou un cercle de centre O . On se limitera à l'étude du mouvement d'un satellite en «vol balistique» circulaire.

3.1. Nature du mouvement des satellites

Considérons un satellite de masse m et de centre d'inertie G .

- Système : satellite de masse m
- Référentiel géocentrique supposé galiléen
- Bilan des forces : Force gravitationnelle exercée par la terre $\vec{F} = m\vec{g}$
- Appliquons le théorème du centre d'inertie :

$$\sum(\vec{f}_{ext}) = m\vec{a} \Leftrightarrow \vec{F} = m\vec{g} = m\vec{a}_G \Rightarrow \vec{a}_G = \vec{g} = -\frac{GM_T}{r^2}\vec{u}_{OG}$$



Le mouvement du satellite est **circulaire uniforme**.

Remarque :

Le mouvement de tout corps soumis à la seule action du champ gravitationnel est indépendant de la masse de ce corps.

3.2. Vitesse et période d'un satellite

3.2.1. Vitesse linéaire

$$\frac{v^2}{r} = \mathcal{G} \Rightarrow v = \sqrt{r\mathcal{G}} \text{ or } \mathcal{G} = \frac{GM_T}{r^2} \text{ and } \mathcal{G}_0 = \frac{GM_T}{R_T^2} \text{ so } v = R_T \sqrt{\frac{\mathcal{G}_0}{r}}, r = R_T + h \Rightarrow$$
$$v = R_T \sqrt{\frac{\mathcal{G}_0}{R_T + h}}$$

3.2.2. Vitesse angulaire

$$\omega = \frac{v}{r} = \frac{R_T}{r} \sqrt{\frac{\mathcal{G}_0}{r}} \Leftrightarrow \omega = R_T \sqrt{\frac{\mathcal{G}_0}{(R_T + h)^3}}$$

3.3.3. Période

$$T = \frac{2\pi}{\omega} = \frac{2\pi}{R_T} \sqrt{\frac{r^3}{\mathcal{G}_0}} \Leftrightarrow T = \frac{2\pi}{R_T} \sqrt{\frac{(R_T + h)^3}{\mathcal{G}_0}}$$

- La période T du satellite

$$T = \frac{2\pi}{\omega} = \frac{2\pi(R_T + z)}{v}$$

4. Satellite géostationnaire

4.1. Définition

C'est un satellite qui tourne dans le même sens et à la même vitesse angulaire que la terre, en décrivant un cercle dans le plan équatorial. Il paraît donc immobile pour un observateur terrien.

4.2. Caractéristiques du mouvement d'un satellite géostationnaire

- La période : Elle est identique à la période de rotation de la terre :

T = 23h 56min 4s, soit 86 164 s

- La vitesse angulaire : $\omega = \frac{2\pi}{T} = 7,29 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$

- $T = \frac{2\pi(R_T + z)}{v} \Rightarrow \frac{T^2}{(R_T + z)^3} = \frac{4\pi^2}{KM_T} \Rightarrow r^3 = 7,5 \cdot 10^{22} \Rightarrow z = 3,6 \cdot 10^4 \text{ km}$

4.3. Intérêt des satellites géostationnaires

Grâce à leur immobilité apparente, les satellites géostationnaires sont utilisés pour assurer des communications intercontinentales permanentes dans plusieurs domaines, comme par exemple en météo.

5. Mouvement des planètes

5.1. Enoncé des lois de Kepler

- **1^{ère} loi:**

Dans un repère de Copernic, la trajectoire d'une planète est une ellipse dont le soleil occupe un des foyers.

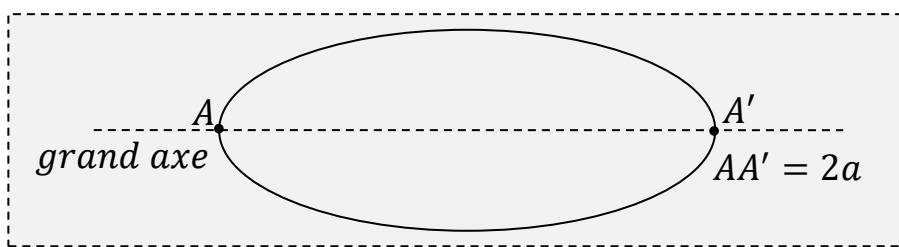
- **2^{ème} loi:**

Le segment de droite reliant le soleil à la planète, balaie des aires égales pendant des durées égales.

- **3^{ème} loi:**

Pour toutes les planètes, le rapport entre le cube du demi grand axe a de la trajectoire et le carré de la période de révolutions est le même. $\frac{a^3}{T^2} = \text{cste}$

Cette constante est indépendante de la masse des planètes.



5.2. Conséquence

La 3^{ème} loi de Kepler est la base de l'élaboration par Newton de la théorie de l'attraction gravitationnelle.

Elle permet aussi de déterminer le rapport de la masse d'une planète à celle du soleil.

Le rapport $\frac{T^2}{r^3}$ avec $r = (R_T + z)$ est constant au cours du mouvement.

Pour la Terre on a : $\frac{T^2}{r^3} = \frac{4\pi^2}{Gm_T}$

Notion d'impesanteur (apésanteur)

L'impesanteur découle du fait que, localement dans un champ gravitationnel, les objets ont presque la même accélération qui est indépendante de leur masse.

Exemples :

- Ascenseur en chute libre.
- Un cosmonaute dans un satellite

SITUATION D'EVALUATION

Lors d'une activité de recherche sur l'intérêt des satellites, des élèves d'une classe de Terminale C découvrent que les satellites « Meteosat » sont exploités pour obtenir des données spécifiques sur l'ozone, les océans ainsi que sur l'évolution du climat.

Ces satellites sont placés sur orbite géostationnaire d'altitude Z égale à 36 000 km, dans le champ de pesanteur terrestre.

Avec les données suivantes :

- constante gravitationnelle : $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N.m}^2.\text{kg}^{-2}$;
- rayon terrestre : $R_T = 6370 \text{ km}$.
- Période de rotation de la terre : 24h (environ).

Tu es sollicité pour aider ces élèves, en plus des résultats de leurs recherches, à estimer la masse de la terre autour de laquelle tournent les satellites.

1- Définis un satellite géostationnaire puis donne la valeur approximative de sa période de rotation.

2-

2-1 Calcule la vitesse angulaire des satellites « Meteosat ».

2-2 Déduis-en leur vitesse linéaire.

3- Détermine la masse de la terre, autour de laquelle tournent les satellites (valeur approximative).

4- Déduis de la question précédente, la valeur du champ gravitationnel créé par la terre à l'altitude du satellite.

Solution

1- Un satellite géostationnaire est un satellite qui tourne dans le même sens et à la même vitesse angulaire que la terre autour de l'axe des pôles, en décrivant un cercle dans le plan équatorial.

Sa période est: $24 \text{ h} \times 3600 \text{s/h} = 86\,400 \text{ s}$ (celle de la terre).

2- Vitesse angulaire et vitesse linéaire

- Vitesse angulaire (c'est aussi celle de la terre).

$$\omega = \frac{2\pi}{T} = 7,27 \cdot 10^{-5} \text{ s}$$

- Vitesse linéaire

$$v = (R_T + Z) \cdot \omega \underline{\text{A.N.}} : v = (6\,370 + 36\,000) 10^3 \times 7,27 \cdot 10^{-5} = 3080,3 \text{ m.s}^{-1}$$

3- Masse de la terre.

$$\frac{T^2}{(R_T + Z)^3} = \frac{4\pi^2}{Gm_T} \quad (\text{loi de Kepler})$$

$$\text{D'où } m_T = \frac{4\pi^2(R_T + Z)^3}{GT^2} \underline{\text{A.N.}} : m_T = \frac{4\pi^2(6370000 + 36000000)^3}{6,67 \cdot 10^{-11} \times 86400^2} ; m_T = 6,03 \cdot 10^{24} \text{ kg}$$

4- Valeur du champ gravitationnel terrestre à l'altitude du satellite.

$$g_z = \frac{Gm_T}{(R+Z)^2} \underline{\text{A.N.}} : g_z = \frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 6,03 \cdot 10^{24}}{(6370000 + 36000000)^2} = 0,224 \text{ N/kg}$$

III. EXERCICES

Exercice 1

a- Calcule le champ gravitationnel terrestre à l'altitude $Z = 100 \text{ km}$.

b- Calcule le champ gravitationnel en un point très proche de la surface de la terre d'altitude négligeable.

On donne : $m_T = 5,98 \cdot 10^{24} \text{ kg}$, la masse de la terre ; $R_T = 6370 \text{ km}$, le rayon de la terre ;

$G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N.m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$, la constante gravitationnelle.

Solution

a- Champ gravitationnel terrestre à $Z = 100 \text{ km}$

$$g_z = \frac{Gm_T}{(R_T + Z)^2} \underline{\text{A.N.}} : g = \frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(6370 \cdot 10^3 + 100 \cdot 10^3)^2} ; g_z = 9,53 \text{ N.kg}^{-1}$$

b- Champ gravitationnel terrestre à la surface de la terre

$$g_0 = \frac{Gm_T}{(R_T)^2} \underline{\text{A.N.}} : g_0 = \frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(6370 \cdot 10^3)^2} ; g_0 = 9,83 \text{ N.kg}^{-1}$$

Exercice 2

Un satellite assimilable à un point matériel tourne sur son orbite autour de la terre, à une altitude de $10\,000 \text{ km}$. On donne $R_T = 6370 \text{ km}$, le rayon de la terre, $m_T = 5,98 \cdot 10^{24} \text{ kg}$, la masse de la terre et $G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N.m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$, la constante gravitationnelle.

a- Calcule la vitesse de ce stellite.

b- Calcule alors sa vitesse angulaire et sa période.

Solution

a- Vitesse du satellite : $v = \sqrt{\frac{Gm_T}{R_T+Z}}$ A.N. : $v = \sqrt{\frac{6,67 \cdot 10^{-11} \times 5,98 \cdot 10^{24}}{(6370+10000) \cdot 10^3}} = 4936,16 \text{ m.s}^{-1}$

b- Sa vitesse angulaire et sa période : $\omega = \frac{v}{(R_T+Z)}$ A.N. : $\omega = \frac{4936,16}{(6370+10000) \cdot 10^3} = 3,015 \cdot 10^{-4} \text{ rad.s}^{-1}$
 $T = \frac{2\pi}{\omega} = 20\ 839,75 \text{ s}$

Exercice 3

Le tableau ci-dessous indique la période de révolution ainsi que le rayon des trajectoires des cinq satellites d'Uranus découverts depuis la terre, avant 1950.

Satellite	T(s)	R (km)
Miranda	$1,22 \cdot 10^5$	130000
Ariel	$2,17 \cdot 10^5$	192000
Umbriel	$3,56 \cdot 10^5$	267000
Titania	$7,5 \cdot 10^5$	438000
Oberon	$1,16 \cdot 10^6$	486000

1. Vérifier la 3^{ème} loi de Kepler
2. Calculer la masse d'Uranus.

Solution

1. Vérification de la 3^{ème} loi de Kepler

Satellite	T(s)	R (km)	$\frac{T^2}{r^3} (\text{s}^2/\text{m}^2)$
Miranda	$1,22 \cdot 10^5$	130000	$6,66 \cdot 10^{-15}$
Ariel	$2,17 \cdot 10^5$	192000	$6,66 \cdot 10^{-15}$
Umbriel	$3,56 \cdot 10^5$	267000	$6,66 \cdot 10^{-15}$
Titania	$7,5 \cdot 10^5$	438000	$6,66 \cdot 10^{-15}$
Oberon	$1,16 \cdot 10^6$	486000	$6,66 \cdot 10^{-15}$

$$\frac{T^2}{r^3} = 6,66 \cdot 10^{-15} = \text{cte} \text{ la 3^{ème} loi de Kepler est vérifiée.}$$

2. Calculons la masse.

$$\begin{aligned} \text{3^{ème} loi de Kepler : } & \frac{T^2}{r^3} = \frac{4 \pi^2}{G \cdot M_U} = k \Rightarrow M_U = \frac{4 \pi^2}{k G} \\ \text{AN: } & M_U = 8,88 \cdot 10^{25} \text{ kg} \end{aligned}$$

Exercice 4

Des élèves d'une classe de Terminale C découvrent dans une revue scientifique l'importance des satellites. Pour approfondir leurs connaissances sur un satellite artificiel qui décrit une orbite circulaire de même centre que la Terre, dans un référentiel géocentrique, il sollicite ton aide. On donne $R_T = 6370 \text{ km}$; $g_0 = 9,8 \text{ m.s}^{-2}$, vitesse angulaire : $\omega = 8,055 \cdot 10^{-4} \text{ rad.s}^{-1}$.

1. Précise la nature et les caractéristiques de la force responsable du mouvement.

2. Calcule :

- 2.1 l'altitude à laquelle évolue le satellite ;

- 2.2 sa vitesse linéaire ;
 2.3 l'intensité du champ gravitationnel à l'altitude considérée.

Solution

1. Nature et caractéristiques de la force

Nature : c'est une force d'attraction ;

Caractéristiques :

- Point d'application : centre d'inertie du satellite ;
- Direction : la droite reliant le centre d'inertie de la terre à celui du satellite ;
- Sens : orienté vers le centre d'inertie de la terre ;
- Intensité : $F = \frac{Gm_S M_T}{r^2}$

2.

2.1 altitude

$$\omega = \frac{v}{r} \text{ avec } v = \sqrt{\frac{Gm_T}{r}} \text{ et } r = R_T + h \text{ or } Gm_T = g_0(R_T)^2$$

$$\text{On obtient } \omega = \sqrt{\frac{Gm_T}{r^3}} \text{ soit } \omega = \sqrt{\frac{g_0(R_T)^2}{(R_T+h)^3}} \text{ ce qui conduit à } h = \sqrt[3]{\frac{g_0(R_T)^2}{\omega^2}} - R_T \text{ A.N. : } h = 2,12 \cdot 10^6 \text{ m}$$

2.2 vitesse linéaire

$$v = \omega r = \omega(R_T + h) \text{ A.N. : } v = 6,84 \cdot 10^3 \text{ m.s}^{-1}$$

2.3 intensité du champ g_h

$$g_h = \frac{Gm_T}{(R_T+h)^2} \text{ avec } Gm_T = g_0(R_T)^2$$

$$\text{On obtient } g_h = \frac{g_0(R_T)^2}{(R_T+h)^2} \text{ A.N. : } g_h = 5,52 \text{ m.s}^{-2}$$

Exercice 5

Lors d'une activité de recherche sur la Lune, des élèves d'une classe de Terminale C apprennent qu'elle décrit une trajectoire quasi circulaire autour de la Terre, de rayon 384000 km. Afin d'approfondir leurs recherches, ils te sollicitent pour les aider calculer la vitesse et la période de révolution de la lune.

On donne $R_T = 6370 \text{ km}$; $g_0 = 9,8 \text{ m.s}^{-2}$

1. Calcule la valeur du champ gravitationnel terrestre au centre de la Lune.
2. Applique le théorème du centre d'inertie à la Lune dans le référentiel géocentrique.
3. Déduis-en :

3.1 la vitesse linéaire de la Lune sur son orbite ;

3.2 la période de révolution de la Lune autour de la Terre et compare-la au mois lunaire.

Solution

1. Valeur du champ gravitationnel terrestre au centre de la Lune

$$g = \sqrt{\frac{Gm_T}{r^2}} \text{ avec } Gm_T = g_0(R_T)^2$$

$$\text{On obtient } g = \sqrt{\frac{g_0(R_T)^2}{r^2}} \text{ A.N. : } g = 2,69 \cdot 10^{-3} \text{ m.s}^{-2}$$

2. Théorème du centre d'inertie

La Lune en mouvement dans le référentiel géocentrique supposé galiléen est soumise à la force de gravitation \vec{F}

D'après le théorème du centre d'inertie on a $\sum \vec{F}_{ext} = m_L \vec{a}$ soit $\vec{F} = m_L \vec{a}$ (1)

3. Déduisons :

3.1 la vitesse linéaire de la Lune

Dans la base de Frenet (1) donne suivant la normale $\vec{n} F_n = m_L a_n$ soit $\frac{Gm_T m_L}{r^2} = m_L \frac{v^2}{r}$

On obtient $v = \sqrt{\frac{Gm_T}{r}}$ ou encore $v = \sqrt{\frac{g_0(R_T)^2}{r}}$ **A.N.** : $v = 1,1 \cdot 10^3 \text{ m.s}^{-1}$

3.2 la période

$T_L = \frac{2\pi}{\omega}$ avec ωr et $v = \sqrt{\frac{g_0(R_T)^2}{r}}$. On obtient $T_L = 2\pi \sqrt{\frac{r^3}{g_0(R_T)^2}}$ **A.N.** : $T_L = 2.370960 \text{ s}$

Mois lunaire

$T_M = 29,5 \times 24 \times 3600$ soit $T_M = 2.548800 \text{ s}$

Comparaison : $T_M > T_L$

IV. DOCUMENTATION

La gravitation

La **gravitation**, l'une des quatre forces fondamentales qui régissent l'univers, est l'interaction physique responsable de l'attraction des corps massifs. Elle se manifeste notamment par l'attraction terrestre qui nous retient au sol, la **gravité**, qui est responsable de plusieurs manifestations naturelles ; les marées, l'orbite des planètes autour du soleil, la sphéricité de la plupart des corps célestes en sont quelques exemples. D'une manière plus générale, la structure à grande échelle de l'Univers est déterminée par la gravitation.

Plusieurs théories ont tenté de rendre compte de la gravitation. Actuellement, la théorie de la relativité générale d'Albert Einstein (1915) reste la plus satisfaisante. Elle considère la gravitation comme une manifestation de la courbure de l'espace-temps sous l'effet de l'énergie de la matière qui s'y trouve.

La loi de la gravitation de Newton élaborée à la fin du XVII^e siècle, demeure cependant une excellente approximation dans les cas non relativistes (vitesses faibles par rapport à la vitesse de la lumière et masses de l'ordre de la masse solaire ou inférieures).

La théorie de la gravitation fait toujours l'objet de nombreuses recherches, et la communauté scientifique considère qu'élaborer une théorie plus complète de la gravitation, capable de prendre en compte les effets de nature microscopique, est un des grands défis à relever pour la physique du XXI^e siècle.

Source : Wikipédia



THEME: MECANIQUE

TITRE DE LA LEÇON : OSCILLATIONS MÉCANIQUES LIBRES

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de T^{le}C au Lycée Moderne d'Agnibilekrou découvre dans une revue scientifique les informations suivantes : « L'amortisseur d'une automobile fonctionne avec des ressorts de suspension pour assurer le confort à bord du véhicule ainsi que sa bonne tenue de route. Les amortisseurs maintiennent les roues en contact avec le sol. Chaque ressort subit une compression et une détente continue en perdant à chaque fois un peu d'énergie. La fréquence et l'ampleur des mouvements occasionnés par le ressort doivent être contrôlés. ».

Voulant en savoir davantage, l'élève informe ses camarades et ensemble, ils entreprennent de définir un oscillateur mécanique, de déterminer son équation différentielle et les caractéristiques du mouvement d'un oscillateur mécanique non amorti puis de montrer la conservation de l'énergie mécanique d'un oscillateur harmonique non amorti.

II. CONTENU DE LA LECON

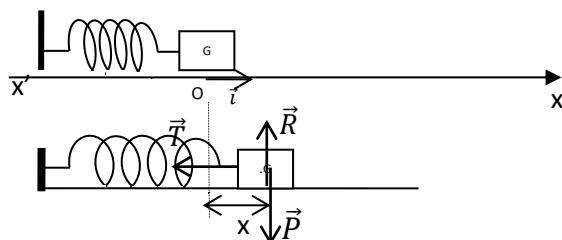
1- QUELQUES DEFINITIONS

- **Un mouvement oscillatoire libre d'un solide** est un mouvement périodique autour de la position d'équilibre stable de ce solide lorsqu'il est abandonné à lui-même.
- **Un oscillateur mécanique** est un système mécanique qui effectue un mouvement périodique autour de la position d'équilibre.
- **La période** notée(T) est la durée d'une oscillation complète (ou d'un va et vient).
- **La fréquence** notée (f ou N) est le nombre d'oscillations complètes par seconde.

$$T = \frac{1}{N} \text{ et } \omega = 2\pi N = \frac{2\pi}{T}$$

2- PENDULE ELASTIQUE

2.1 Le pendule élastique horizontal



2.2 Equation différentielle du mouvement des oscillations libres non amorties

$$m\ddot{x} + kx = 0 \text{ ou } \ddot{x} + \frac{k}{m}x = 0$$

2.3 Solution de l'équation différentielle

$$x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi) \text{ ou } x(t) = X_m \sin(\omega_0 t + \varphi)$$

Avec : $x(t)$: élongation du mouvement à t quelconque (en mètre) ;

X_m : élongation maximale ou amplitude du mouvement (en mètre) ;

$\omega_0 t$: phase du mouvement à la date t (en radian) ;

φ phase du mouvement à l'origine des dates (en radian)

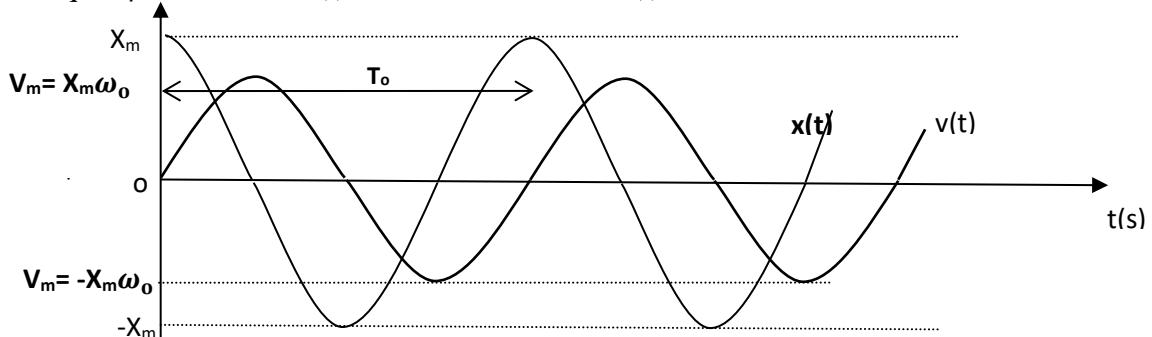
La pulsation propre de l'oscillateur est : $\omega_0 = \sqrt{\frac{k}{m}}$ (en rad/s)

La période propre de l'oscillateur est : $T_0 = \frac{2\pi}{\omega_0} = 2\pi \sqrt{\frac{m}{k}}$ (en seconde)

La fréquence propre de l'oscillateur est : $N_0 = \frac{1}{T_0}$ (en hertz)

2.4 Représentation de $x(t)$ et $v(t)$ sur deux périodes

Supposons que $\varphi = 0$ on a : $x(t) = X_m \cos \omega_0 t$ et $v(t) = -\omega_0 X_m \sin \omega_0 t$



3- ETUDE ENERGETIQUE

3.1 Energie potentielle élastique

$$E_{pe} = \frac{1}{2}kx^2 = \frac{1}{2}kX_m^2 \cos^2(\omega_0 t + \varphi)$$

3.2 Energie cinétique

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}kX_m^2 \sin^2(\omega_0 t + \varphi) \quad \text{car } \omega_0^2 = \frac{k}{m}$$

3.3 Energie mécanique

$$E_m = \frac{1}{2}kX_m^2 = \frac{1}{2}mV_m^2 = \frac{1}{2}m\omega_0^2 X_m^2 = \text{Cste}$$

SITUATION D'EVALUATION

Lors d'une séance de TP, ton groupe étudie les oscillations mécaniques libres d'un pendule horizontal afin de déterminer son équation horaire. Il dispose d'un ressort à spires non jointives de masse négligeable et de raideur $k = 10\text{N.m}^{-1}$. Ton groupe engage le ressort sur une tige horizontale Ax. L'une de ses extrémités est fixée en A, l'autre est reliée à un cylindre creux C de masse $m=0,1\text{kg}$ qui peut glisser le long de la tige. L'abscisse x du centre d'inertie G de C est repérée par rapport à O, position de G à l'équilibre.

Le groupe écarte le cylindre de sa position d'équilibre et le lâche. A l'instant $t=0s$, choisi pour origine des dates, son abscisse est $x_0= 2\text{cm}$ et la vitesse sur Ax est $V_{Ox}= -0,2\text{m.s}^{-1}$.

Tu es le rapporteur.

Tu négligeras les frottements et tu considèreras que l'énergie potentielle pour la position d'équilibre du système est nulle.

1) Calcule l'énergie mécanique de l'oscillateur à $t=0s$.

2) Détermine, en appliquant le principe de la conservation de l'énergie mécanique :

2-1-la vitesse de C au passage par la position d'équilibre ;

2-2-les positions de C pour lesquelles la vitesse s'annule.

3)

3-1-Etablis l'équation différentielle du mouvement de C.

3-2-Déduis-en l'équation horaire du mouvement de C.

Solution

1) Energie mécanique de l'oscillateur à $t=0s$

$$E_0 = E_{C0} + E_{P0} = \frac{1}{2}mV_0^2 + \frac{1}{2}kx_0^2 \quad \text{AN : } E_0 = 4.10^{-3} \text{ J}$$

2)

2-1- La vitesse de C à la position d'équilibre

$$E = \text{cste donc } E_0 = E_1 = \frac{1}{2}mV_1^2 \Rightarrow V_1 = \sqrt{\frac{2E_0}{m}} \quad \text{AN : } V_1 = 0,28 \text{ m.s}^{-1}$$

2-2- Les positions de C

$$V=0 ; E_0 = E_2 = \frac{1}{2}kX^2 \Rightarrow X = \mp \sqrt{\frac{2E_0}{k}} \quad \text{AN : } X = 0,028 \text{ m ou } X = -0,028 \text{ m}$$

3)

3-1-Equation différentielle et équation horaire.

- Système : le cylindre
- Bilan des forces : Poids \vec{P} , la tension \vec{T} du ressort et la réaction normale \vec{R} .

En appliquant le théorème du centre d'inertie on obtient : $\vec{P} + \vec{T} + \vec{R} = m\vec{a}$

Par projection sur l'axe Ax : $-T = m \cdot a$ donc

$$m\ddot{x} + kx = 0 \quad \text{Soit } \ddot{x} + \frac{k}{m}x = 0$$

3-2-Equation horaire du mouvement

Une des solutions de cette équation est de la forme : $x = X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$ et $\dot{x} = -\omega_0 X_m \cos(\omega_0 t + \varphi)$

A $t=0s$, $x_0 = x = X_m \cos(\varphi)$ et $\dot{x} = -\omega_0 X_m \cos(\varphi) = v_0$ ce qui donne:

$$\tan(\varphi) = -\frac{v_0}{\omega_0 \cdot x_0} \quad \text{AN } \varphi = \pi/4 \text{ rad. Et } X_m = \frac{x_0}{\cos(\varphi)} \text{ d'où } X_m = 2,82 \text{ cm.}$$

L'équation horaire est donc : $2,82 \cdot 10^{-2} \cos(10t + \pi/4)$

III. EXERCICES

Exercice 1

L'équation horaire du mouvement d'un mouvement mobile ponctuel est données par :

$x = 2 \cdot 10^{-2} \cos(40\pi t - \frac{\pi}{6})$ en unités S.I. La constante de raideur du ressort est : $k = 100 \text{ N/m}$

1-Précise les valeurs de l'amplitude, de la période, de la fréquence et de la phase initiale du mouvement de ce point matériel.

2-Calcule la vitesse et l'accélération de ce point matériel à la date t=0

3-Montre que l'énergie mécanique de l'oscillateur est constante et déduis-en sa valeur.

Solution

1-Précisons les valeurs de l'amplitude, la période, la fréquence et la phase initiale

La solution est de la forme : $x(t) = X_m \cos(\omega_0 t + \phi)$.

L'équation horaire est: $x = 2 \cdot 10^{-2} \cos(40\pi t - \frac{\pi}{6})$. Donc par identification, on a:

- L'amplitude : $X_m = 2 \cdot 10^{-2} m$;
- La période propre : $T_0 = \frac{2\pi}{\omega_0}$ or $\omega_0 = 40\pi \text{ rad/s}$ donc $T_0 = \frac{2\pi}{40\pi} = 0,05 \text{ s}$ ou $5 \cdot 10^{-2} \text{ s}$
- La fréquence propre : $N_0 = \frac{1}{T_0} = \frac{1}{0,05} = 20 \text{ Hz}$.
- La phase initiale: $\phi = -\frac{\pi}{6} \text{ rad}$.

2. Calculons la vitesse et l'accélération du point matériel à l'instant t=0s.

Déterminons d'abord la vitesse v et l'accélération a du point matériel à chaque instant.

- $x = 2 \cdot 10^{-2} \cos\left(40\pi t - \frac{\pi}{6}\right) \Rightarrow v = \dot{x} = -2 \cdot 10^{-2} \times 40\pi \sin\left(40\pi t - \frac{\pi}{6}\right) = -0,8 \pi \sin\left(40\pi t - \frac{\pi}{6}\right)$.
- $v = -0,8 \pi \sin\left(40\pi t - \frac{\pi}{6}\right)$

Exercice 2

Complète le texte ci-dessous avec les mots ou groupes de mots suivants : **fréquence** ; **période par seconde** ; **l'amplitude des oscillations** ; **diminue** ; **la période** ; **est constante** ; **une oscillation**.

Un oscillateur mécanique effectue un mouvement de va-et-vient autour de sa position d'équilibre. Un va-et-vient représente Sa durée correspond à des oscillations. La des oscillations quant à elle, elle est le nombre de Lorsque l'oscillateur mécanique n'est pas amorti, sont énergie totale Cependant cette énergie Si les oscillations sont amorties. Dans ce cas, diminue à cause des pertes d'énergie. Pour compenser ces pertes, un apport extérieur d'énergie est nécessaire.

Solution:

Un oscillateur mécanique effectue un mouvement de va-et-vient autour de sa position d'équilibre. Un va-et-vient représente **une oscillation**. Sa durée correspond à **la période** des oscillations. La **fréquence** des oscillations quant à elle, elle est le nombre de **périodes par semaine**. Lorsque l'oscillateur mécanique n'est pas amorti, sont énergie totale **est constante**. Cependant cette énergie **diminue** si les oscillations sont amorties. Dans ce cas, **l'amplitude des oscillations** diminue à cause des pertes d'énergie. Pour compenser ces pertes, un apport extérieur d'énergie est nécessaire.

Exercice 3

Réponds par vrai (V) ou par faux (F) aux affirmations suivantes en mettant une croix dans la case qui convient

	Vrai	Faux
1) Un oscillateur est un système qui effectue un mouvement de translation		
2) L'oscillateur est dit libre, lorsqu'écarté de sa position d'équilibre et abandonné à lui-même, effectue des oscillations.		
3) Lorsqu'un oscillateur n'est soumis à aucune force dissipative: Il est non amorti.		
4) La durée d'une oscillation complète est une période		
5) La Fréquence correspond au nombre d'oscillations par unité de temps		

Solution

	Vrai	Faux
1) Un oscillateur est un système qui effectue un mouvement de translation		X
2) L'oscillateur est dit libre, lorsqu'écarté de sa position d'équilibre et abandonné à lui-même, effectue des oscillations.	X	
3) Lorsqu'un oscillateur n'est soumis à aucune force dissipative: Il est non amorti.	X	
4) La durée d'une oscillation complète est une période	X	
5) La Fréquence correspond au nombre d'oscillations	X	

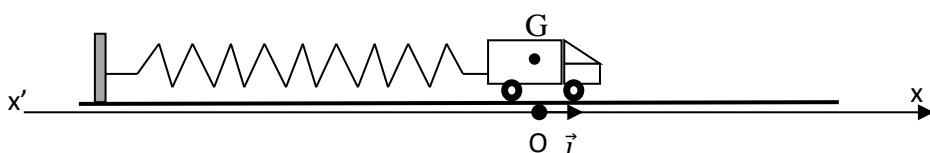
Exercice 4

Ton petit frère possède un jeu constitué d'une ressort à spires non jointives, de masse négligeable, de constante de raideur k et d'une voiturette de masse m accrochée à l'extrémité libre du ressort. L'ensemble est posé sur une table horizontale où les frottements sont négligés.

La position du centre d'inertie de la voiturette peut être déterminée sur un axe horizontal (x' x) muni d'un repère (O, \vec{i}). A l'équilibre, le centre d'inertie G de la voiturette se trouve à l'origine du repère.

Ton petit frère déplace la voiturette vers la gauche jusqu'à l'abscisse x_0 puis à l'instant t_0 , il la libère sans vitesse initiale. Le système {voiturette + ressort} se met alors à osciller.

Données : $m = 250 \text{ g}$; $k = 100 \text{ N.m}^{-1}$; $x_0 = -15 \text{ cm}$; $t_0 = 0 \text{ s}$.

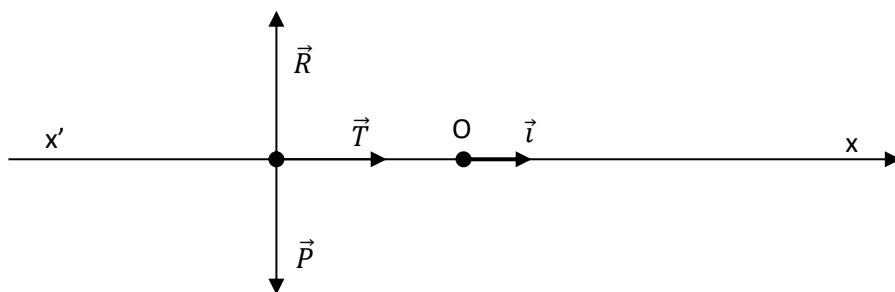


Il t'est demandé d'établir l'équation horaire du mouvement de la voiturette.

- 1) Nomme les forces extérieures qui s'exercent sur la voiturette pour $x \neq 0$.
- 2) Représente ces forces dans une position de G où $x < 0$.
- 3) Etablis l'équation différentielle du mouvement du système.
- 4) Détermine l'expression de $x(t)$ sous la forme $x = X_m \cos(\omega_o t + \varphi)$ et celle de $v(t)$, en précisant les valeurs numériques de X_m , ω_o et φ .

1) Solution:

- 2) Les forces extérieures qui s'exercent sur la voiturette sont :
le poids \vec{P} de la voiturette ; la réaction \vec{R} du support ; la tension \vec{T} du fil.
- 3) Représentation de \vec{P} , \vec{R} et \vec{T} pour $x < 0$



4) Equation différentielle du mouvement :

$$\text{TCI : } \vec{P} + \vec{T} + \vec{R} = m\vec{a}$$

Projection suivant ($x'x$) : $T = ma$ avec $T = -kx$

$$\text{Donc } -kx = ma = m\ddot{x} \quad ; \quad \text{soit} \quad \ddot{x} + \frac{k}{m}x = 0$$

5) Expression de $x(t)$ et de $v(t)$:

La solution de l'équation différentielle est de la forme $x(t) = X_m \cos(\omega_o t + \varphi)$

$$\text{A } t=0 \text{ s, } x_0 = X_m \cos \varphi = -0,15 \text{ et } v_0 = -X_m \omega_o \sin \varphi = 0$$

$$\sin \varphi = 0 \quad \varphi = 0 \text{ ou } \varphi = \pi$$

$$\text{Soit } \cos 0 = 1 \text{ ou } \cos \pi = -1$$

$$\text{De plus, } X_m > 0 \longrightarrow \cos \varphi < 0$$

$$\text{D'où } \varphi = \pi \text{ rad cad } x(t) = X_m \cos(\omega_o t + \pi) \text{ avec } X_m = 0,15 \text{ m et } \omega_o = \sqrt{\frac{k}{m}}$$

$$\text{soit } \omega_o = 20 \text{ rad/s}$$

$$x(t) = 0,15 \cos(20t + \pi) \text{ et } v(t) = -3 \sin(20t + \pi)$$

Exercice 5

Lors d'une séance de TP, ton groupe étudie les oscillations mécaniques libres d'un pendule horizontal afin de représenter son équation horaire.

Le pendule est constitué d'un solide de masse m, de centre d'inertie G, attaché à libre d'un ressort horizontal de raideur k. Il a un mouvement rectiligne horizontal. Au cours de ce mouvement, le solide passe à la position initiale $x_0 = 0$ m avec une vitesse de valeur v_0 , orienté vers l'extrême fixe.

Données : $m = 0,1$ kg ; $v_0 = 0,5$ m.s⁻¹ ; $\omega_0 = 7,85$ rad/s ; $\pi = 3,14$ rad

Echelle : 1,5 cm pour 1 cm (en ordonnée) et 1cm pour 0,2 s (en abscisse)

Tu es choisi pour la rédaction du compte rendu.

- 1) Etablis l'équation différentielle du mouvement du centre d'inertie G du solide.
- 2) Détermine :
 - 2.1) la période propre T_0 de l'oscillateur ;
 - 2.2) la phase φ à l'origine des dates et l'amplitude X_m des oscillations;
 - 2.3) la constante de raideur k.
 - 2.4) l'équation horaire du centre d'inertie du solide.
- 3) Représente sur deux périodes l'équation horaire du mouvement.

Solution:

- 1) Equation différentielle du mouvement de G.

Système : solide de masse m

Forces extérieures :

le poids \vec{P} de la voiturette ; la réaction \vec{R} du support ; la tension \vec{T} du fil.

Théorème du centre d'inertie : $\vec{P} + \vec{T} + \vec{R} = m\vec{a}$

Projection suivant (x'x) : - T = ma

$$\text{Donc } -kx = ma = m\ddot{x} \quad ; \quad \text{soit} \quad \ddot{x} + \frac{k}{m}x = 0$$

$$2.1) \text{ Période propre } T_0 = \frac{2\pi}{\omega_0} \quad \text{AN } T_0 = \frac{2\pi \times 3,14}{7,85} = 0,8 \text{ s}$$

2.2) Phase φ et amplitude X_m

A t = 0s, $x(0) = X_m \cos \varphi = 0$ et $v(0) = -X_m \omega_0 \sin \varphi = -0,5$

$$\cos \varphi = 0 \longrightarrow \varphi = -\frac{\pi}{2} \text{ ou } \varphi = +\frac{\pi}{2}$$

Or $X_m > 0$; d'où $\sin \varphi > 0$ cad $\varphi = +\frac{\pi}{2}$

$$\text{Par conséquent, } X_m = \frac{0,5}{\omega_0 \sin \varphi} \longrightarrow X_m = \frac{0,5}{7,85 \times 1} \longrightarrow X_m = 0,064 \text{ m}$$

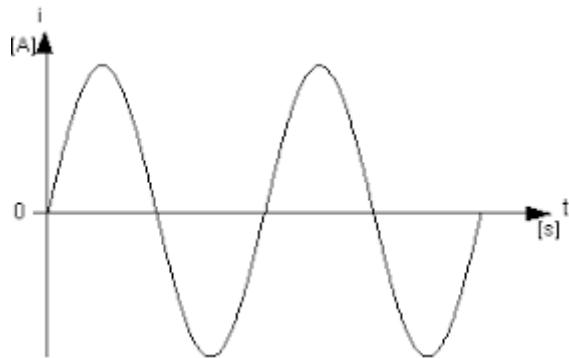
2.3) la constante de raideur k.

$$k = \frac{\omega_0^2}{m} \quad \text{AN : } k = \frac{(7,85)^2}{0,1} = 616 \text{ N.m}^{-1}$$

2.4) l'équation horaire de G

$$x(t) = 6,4 \cdot 10^{-2} \cos(7,85t + \frac{\pi}{2})$$

3) Représentation de $x(t)$



IV. DOCUMENTATION

RESSORT DE SUSPENSION

1. Fonction

Le ressort de suspension est associé à la roue de chaque demi-train (train avant et train arrière) de la voiture. Son rôle est important pour la tenue de route du véhicule.

Il absorbe les irrégularités de la route dans le but de:

- Maintenir les roues en contact avec le sol et permettre ainsi une bonne tenue de route.
- Filtrer les chocs consécutifs à la déformation et aux aspérités de la route pour assurer un confort acceptable aux passagers du véhicule et protéger les organes mécaniques et la coque du véhicule.

2. Description

Il fait la liaison entre le châssis et les organes suspendus et les éléments des trains roulant non suspendus, autrement dit tous les organes qui encaissent les chocs dus au contact avec la route. Il est de forme hélicoïdale, en acier trempé, formé de plusieurs spires, ce qui rend son mouvement élastique. L'énergie accumulée par les chocs dans les roues est progressivement dissipée dans les oscillations. Il travaille de concert avec l'amortisseur qui limite ses oscillations.

Source: Google



THEME: ELECTRCITE

TITRE DE LA LEÇON : CHAMP MAGNETIQUE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève de la classe de Tle d'un Lycée Moderne assiste à des travaux de réparation d'une télévision dans l'atelier de son ami. Le réparateur dispose entre autres matériels, d'une aiguille aimantée, d'un aimant et d'une bobine. L'élève constate que lorsque l'aiguille aimantée est proche de l'aimant ou de la bobine parcourue par un courant électrique, celle-ci dévie.

Pour comprendre ces observations, l'élève et ses camarades de classe décident, avec l'aide de leur professeur, de faire des recherches en vue de définir l'espace champ magnétique, de représenter le vecteur champ magnétique et de déterminer ses caractéristiques.

II. CONTENU DE LA LECON

I. MISE EN EVIDENCE EXPERIMENTLALE: interactions magnétiques

I.1 Expérience

- Les pôles de même noms de deux aimants se repoussent
- Les pôles de noms différents de deux aimants s'attirent.
- Les faces de même nom de deux bobines se repoussent
- Les faces de noms différents de deux bobines s'attirent.

I.2 Conclusion

La présence d'un aimant ou d'une bobine parcouru par un courant électrique en un lieu modifie les propriétés de ce lieu. On dit qu'il y règne un champ magnétique

Exercice d'application:

Indique les pôles de l'aimant B, en tenant compte des sens de déplacement des deux aimants A et B,



II. LE CHAMP MAGNETIQUE

II.1 Définitions

- **Espace champ magnétique**

Un espace champ magnétique est une région de l'espace dont les propriétés sont modifiées par la présence d'un aimant ou d'un conducteur parcouru par un courant électrique.

- **Vecteur champ magnétique**

En tout point de l'espace champ magnétique, le champ magnétique est caractérisé par un vecteur appelé vecteur champ magnétique. Il est noté \vec{B}

- **Sources de champ magnétique :**

- Les aimants
- Les courants
- La terre

II.2 Caractéristiques du vecteur champ magnétique

Point d'application : tout point M de l'espace où règne le champ ;

Direction : celle de l'axe-d'une aiguille aimantée placée au point M considéré ;

Sens : du pôle sud vers le pôle nord de l'aiguille aimantée ;

Valeur: mesurée en **Tesla (T)** à l'aide d'un **Teslamètre**.

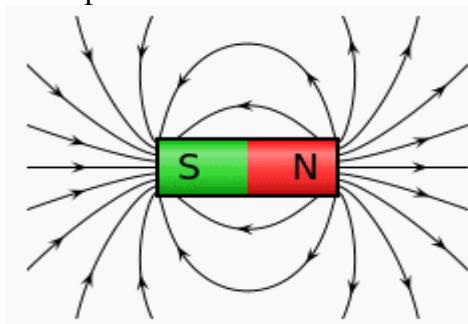
II.3 SPECTRES MAGNETIQUES

Une ligne de champ est une courbe tangente, en chacun de ses points, au vecteur champ magnétique \vec{B} et orientée dans le même sens que \vec{B} .

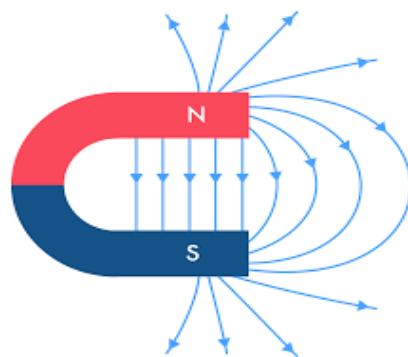


- **Un spectre magnétique** est un ensemble de lignes de champ.
- **Exemples de spectres magnétiques**

-Spectre créé par un aimant droit



-Spectre créé par un aimant en U



II.4 LE SOLENOÏDE

II.4.1 Définition

Un solénoïde est une bobine dont la longueur L est au moins 10 fois supérieure à son rayon ($L = 10 \times R$)

- A l'intérieur d'un solénoïde infiniment long, le champ magnétique \vec{B} est uniforme et a pour caractéristiques :

Direction : celle de l'axe du solénoïde ;

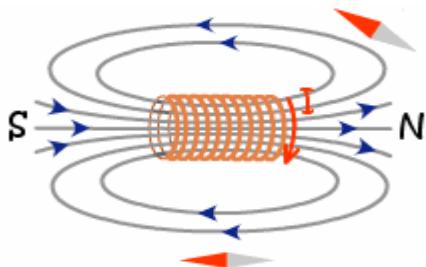
Sens : donné par la règle du bonhomme d'Ampère ou toute autre règle d'orientation de l'espace (main droite, doigts de la main droite)

$$\text{Valeur: } B = \mu_0 \frac{N}{L} I = \mu_0 n I$$

avec N : nombre de spires ; n : nombre de spires par mètre ; μ_0 : perméabilité du vide.

$$\mu_0 = 4\pi 10^{-7} \text{ S.I}$$

II.2.2 Spectre d'un solénoïde



N.B.règle du bonhomme d'Ampère

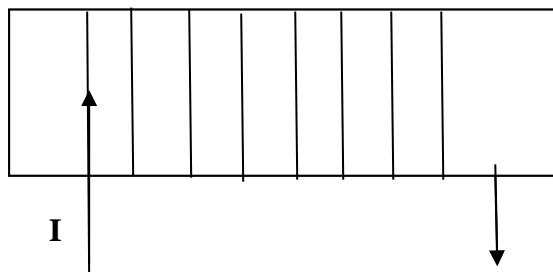
Le bonhomme d'Ampère, regardant l'axe du solénoïde, a son bras gauche tendu qui indique le sens du vecteur champ lorsqu'il est placé sur le fil de telle sorte que le courant entre par ses pieds et sort par sa tête.

Exercice d'application:

Un solénoïde comporte $n = 1000$ spires par mètre. Elle est parcourue par un courant d'intensité $I = 2.0\text{A}$.

1. Représente les lignes de champ à l'intérieur du solénoïde ci-dessous.
2. Détermine les caractéristiques du champ magnétique \vec{B} à l'intérieur du solénoïde.

Donnée: $\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7}\text{SI}$



SITUATION D'EVALUATION

Au cours d'une séance de TP en classe de Terminale dans un Lycée, un groupe d'élèves doit utiliser un solénoïde de longueur L , dont le nombre de spires N , réparti sur quatre (4) couches, n'est malheureusement pas indiqué. Ces élèves mesurent alors la valeur du champ magnétique \vec{B} à l'intérieur du solénoïde en faisant varier l'intensité I du courant qui le traverse. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

$I (\text{A})$	0	0,5	1	1,5	2	2,5	3
$B(\text{mT})$	0	1,00	2,00	2,95	4,10	5	5,95

Le Professeur leur demande de tracer la courbe $B = f(I)$ afin de déterminer le nombre de spires N du solénoïde. Il leur donne : $\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ S.I.}$; $L = 40 \text{ cm}$; échelle : 1 cm pour 1 mT et 2,5 cm pour 1 A
Etant membre du groupe, tu es désigné(e) pour présenter votre production.

1- Donne :

- 1.1- la définition d'un solénoïde ;
- 1.2- l'expression du champ magnétique créé à l'intérieur d'un solénoïde en fonction de la longueur L du solénoïde, du nombre de spires N , de l'intensité I du courant et de la perméabilité du vide μ_0 .
- 2- Trace la courbe $B = f(I)$.
- 3- Montre que B est proportionnel à I à partir de la courbe $B = f(I)$.

4- Détermine :

- 4.1- le coefficient de proportionnalité k (exprimé en S.I.) ;
- 4.2- le nombre de spires par unité de longueur n ;
- 4.3- le nombre de spires N ;
- 4.4- le nombre de spires par couche.

Solution

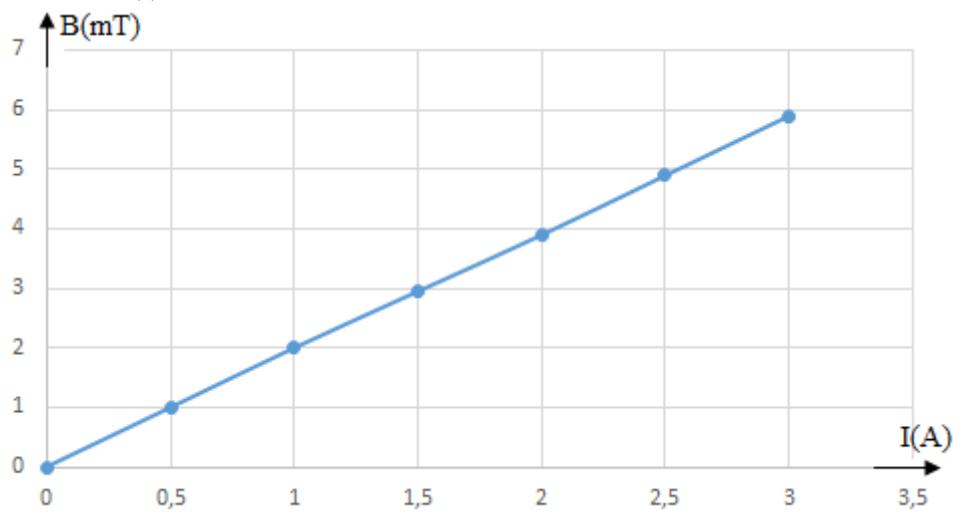
1.

- 1.1 Un solénoïde est une bobine dont la longueur L est au moins 10 fois supérieure à son rayon ($L = 10 \times R$)

B(mT)

$$1.2 B = \mu_0 \frac{N}{L} I$$

2. Tracé de la courbe $B=f(I)$



3. la courbe est une droite passant par l'origine du repère donc le champ magnétique B est proportionnel à l'intensité du courant I

4.

$$4.1-\text{Le coefficient de proportionnalité } k : B = k \cdot I \Rightarrow k = \frac{\Delta B}{\Delta I} = 2.10^{-3} \text{ mT}$$

$$4.2-\text{Le nombre de spires par unité de longueur } n : B = \mu_0 \cdot n \cdot I = kI \Rightarrow n = \frac{B}{\mu_0 \cdot I} = \frac{2.10^{-3}}{4\pi \cdot 10^{-7}} \Rightarrow n = 1592 \text{ spires/m}$$

$$4.3-\text{Le nombre de spires } N : n = \frac{N}{L} \Rightarrow N = n \cdot L = 1592 \cdot 0.4 \Rightarrow N = 637 \text{ spires}$$

$$4.4-\text{Le nombre de spire par couche est : } \frac{N}{4} = 160 \text{ spires}$$

III. EXERCICES

Exercice 1

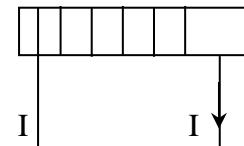
Un solénoïde parcouru par un courant d'intensité I crée un champ magnétique \vec{B}_S .

1- Reproduis le schéma du solénoïde ci-contre et représente

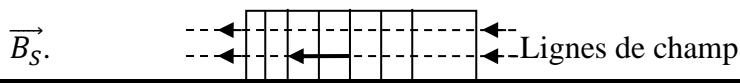
1.1- les lignes de champ magnétique ;

1.2- le champ magnétique \vec{B}_S créé au centre de la bobine.

2- Indique le nom des faces du solénoïde sur le schéma.



Solution



Exercice 2

Un solénoïde de longueur $L = 40 \text{ cm}$ comportant $N = 1000$ spires est traversé par un courant d'intensité $I = 2 \text{ A}$.

Calcule la valeur du champ magnétique \vec{B} créé au centre du solénoïde.

Solution $B = \mu_0 \frac{N}{L} I$ A.N : $B = 4\pi \cdot 10^{-7} \times \frac{1000}{0,4} \times 5 \Rightarrow B = 1,57 \cdot 10^{-2} \text{ T}$

Exercice 3:

Un solénoïde de longueur $l=80\text{cm}$, parcouru par un courant électrique d'intensité $I=2,5\text{A}$ génère un champ magnétique de valeur $B=12.0\text{mT}$.

1. Détermine le nombre n de spires qu'en comporte
2. Déduis le nombre N de spires de ce solénoïde
3. Déterminer l'intensité I' du courant électrique dans les spires de ce solénoïde pour que la valeur de B soit de 24mT .

Donnée: $\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ SI}$

Solution:

1. $B = \mu_0 n I$ donc $n = B / \mu_0 I$ A.N. $n = 3819 \text{ spires/m}$
2. $N = nl$ A.N. $N = 3055 \text{ spires}$
3. $B' = \mu_0 n I'$ donc $I' = B' / \mu_0 n$ A.N. $I' = 5 \text{ A}$

Exercice 4

Au cours d'une expérience votre professeur de Physique-Chimie dispose une aiguille aimantée au centre O d'un solénoïde. Vous constatez qu'à l'absence d'un courant électrique dans les spires du solénoïde, la direction de l'aiguille est perpendiculaire à l'axe du solénoïde. Mais quand le professeur fait passer un courant dans les spires l'aiguille dévie d'un angle $\alpha = 30^\circ$.

Le professeur vous demande d'exploiter les données.

Donnée: $B_h = \text{Valeur du champ magnétique terrestre} = 2 \cdot 10^{-5} \text{ T}$

1. Nomme le champ magnétique au centre du solénoïde à l'absence du courant électrique
2. Justifie la déviation de l'aiguille aimantée lorsque le solénoïde est parcouru par un courant.
3. Représente qualitativement au centre O du solénoïde, les champs magnétiques existants lorsqu'il est parcouru par un courant électrique.
4. Détermine les valeurs du champ magnétique \vec{B}_o créé par le solénoïde et du champ magnétique résultant \vec{B} .

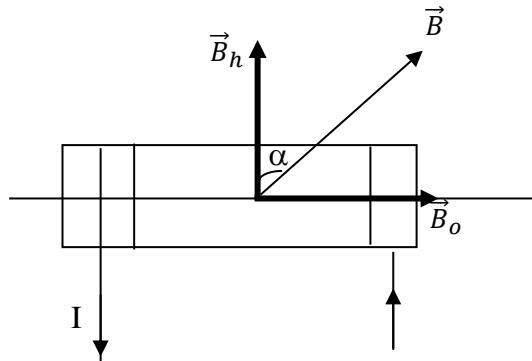
Solution:

1. Il s'agit du champ magnétique terrestre
2. La déviation de l'aiguille est le résultat de la combinaison du champ terrestre (perpendiculaire à l'axe du solénoïde) et celui créé à l'intérieur du solénoïde (axe du solénoïde)
3. Représentation des champs

\vec{B}_o : vecteur champ créé par le solénoïde

\vec{B}_h : vecteur champ terrestre

On a: $\vec{B} = \vec{B}_o + \vec{B}_h$



4. Détermination des valeurs des champs

Les trois vecteurs forment un triangle rectangle

$$\tan \alpha = B_0 / B_h \text{ donc } B_0 = B_h \tan \alpha$$

$$\text{A.N. } B_0 = 1,15 \cdot 10^{-5} \text{ T}$$

$$\text{D'autre part, } B = \sqrt{B_0^2 + B_h^2}$$

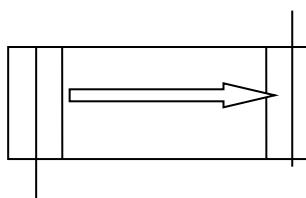
$$\text{A.N. } B = 2,3 \cdot 10^{-5} \text{ T}$$

Exercice 5

Partie A

Un solénoïde long parcouru par un courant I crée un champ magnétique \vec{B} .

1. Reproduire le schéma du solénoïde représenté
 - 1.1. Le champ magnétique à l'intérieur du solénoïde
 - 1.2. Le sens du courant dans le solénoïde
 - 1.3. Les lignes de champ dans le solénoïde
2. Compléter le schéma en y indiquant les faces du solénoïde



Partie B

A l'aide d'un teslamètre, on mesure le champ magnétique à l'intérieur d'un solénoïde en fonction de l'intensité de courant qui le parcourt. On obtient les mesures suivantes :

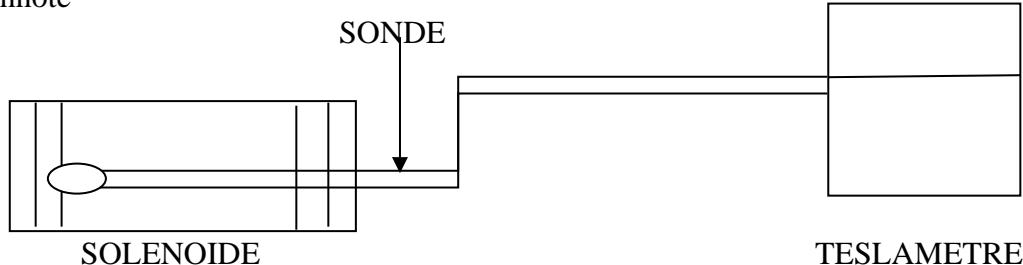
I (A)	0	1,0	2,0	3,0
B(mT)	0	2,0	4,01	6

1. Faire un schéma annoté du dispositif expérimental
2.
 - 2.1. Trace la courbe $B=f(I)$. Echelles : 1cm \leftrightarrow 1mT
2,5cm \leftrightarrow 1A
 - 2.2. Déduis de la courbe que B est proportionnel à I et détermine le coefficient k (en unités S.I.)

3. Donne l'expression de B en fonction de la longueur L , du nombre de spires du solénoïde et de l'intensité I du courant.
 4. Détermine, à partir du graphique, la perméabilité du vide μ_0 .

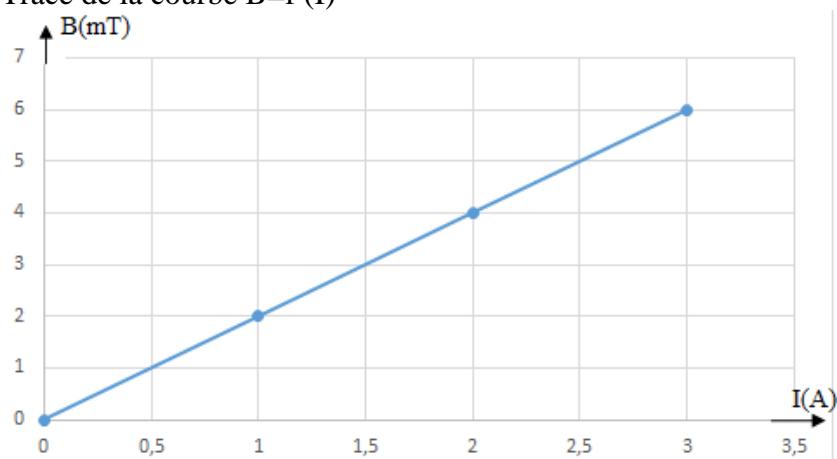
Solution :

- ## 1. Schéma annoté



2.

- ### 2.1. Tracé de la courbe $B=f$ (I)



- 2.2. La courbe est une droite passant par l'origine du repère. B est donc proportionnel à I ; d'où $B=kI$, k étant le coefficient de proportionnalité que l'on peut déterminer.

On trouve $k = 2 \cdot 10^{-3} \text{ T/A}$

- ### 3. Expression de B

$$B = \mu_0 N I / L$$

- $$4. \quad B = kI = \mu_0 N I / L$$

Par identification on a : $\mu_0 N / L = k$

$$\mu_0 = kL/N$$

A.N. $\mu_0 = 1,25 \cdot 10^{-6}$ S.I.

IV. DOCUMENTATION

CHAMP MAGNÉTIQUE

En physique, dans le domaine de l'électromagnétisme, le champ magnétique est une grandeur ayant le caractère d'un champ vectoriel, c'est-à-dire caractérisée par la donnée d'une norme, d'une direction et d'un sens, définie en tout point de l'espace et permettant de modéliser et quantifier les effets magnétiques du courant électrique ou des matériaux magnétiques comme les aimants permanents. La présence du champ magnétique se traduit par l'existence d'une force agissant sur les charges électriques en mouvement (dite force de Lorentz) et par divers effets affectant certains matériaux (diamagnétisme, paramagnétisme, ferromagnétisme, etc.). La grandeur qui détermine l'interaction entre un matériau et un champ magnétique est la susceptibilité magnétique. Les différentes sources de champ magnétique sont les aimants

permanents, le courant électrique (c'est-à-dire le déplacement d'ensemble de charges électriques), ainsi que la variation temporelle d'un champ électrique (par induction électromagnétique). Sauf exception, cet article traite du cas du régime statique ou indépendant du temps, pour lequel le champ magnétique existe indépendamment de tout champ électrique, soit en pratique celui créé par les aimants ou les courants électriques permanents. Toutefois, en régime variable, c'est-à-dire pour des courants électriques non permanents, ou des champs électriques variables, le champ magnétique créé, lui-même variable, est la source d'un champ électrique, et donc ne peut être considéré de façon indépendante (cf. champ électromagnétique).

Source: Wikipédia



THEME: ELECTRICITE

TITRE DE LA LEÇON : LOI DE LAPLACE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

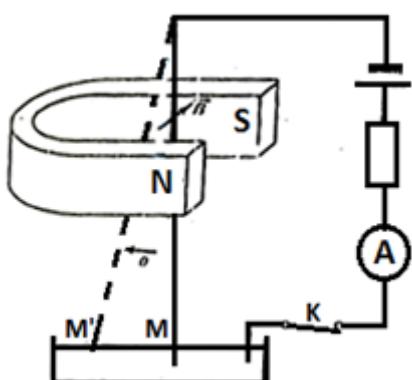
Lors de la lecture d'une revue scientifique, un élève de la classe de Terminale du Lycée Municipal 2 Attécoubé, apprend que lorsqu'une tige métallique parcourue par un courant électrique continu est plongée dans un champ magnétique, elle subit une force électromagnétique. L'élève partage cette information avec ses camarades de classe. Voulant en savoir plus, ces élèves entreprennent avec l'aide de leur professeur de s'informer sur la force de Laplace, de déterminer ses caractéristiques et d'analyser quelques applications de la loi de Laplace.

II. CONTENU DE LA LEÇON

1. Mise en évidence expérimentale de la Force de Laplace

1.1 Expérience de la tige de Laplace

1.1.1. Dispositif



1.1.2. Observations

A la fermeture de l'interrupteur K, on fait les observations suivantes :

- le conducteur en cuivre dévie ;
- cette déviation change de sens si l'on modifie le sens du champ magnétique ou le sens du courant (changement de bornes) ;
- le conducteur reprend sa position si on supprime \vec{B} ou si on ouvre l'interrupteur K.

1.1.3. Conclusion

Le conducteur (ou la tige) subit une force électromagnétique. Le sens de cette force dépend de ceux de \vec{B} et \vec{I}

1.2 Expérience des Rails de LAPLACE

1.2.1 Dispositif

Deux rails horizontaux et parallèles sont reliés aux bornes d'un générateur de courant constant. Une barre conductrice est placée sur les rails et ferme le circuit. L'ensemble (rails+ conducteur) est placé dans l'entrefer d'un aimant en U. (voir figure 1)

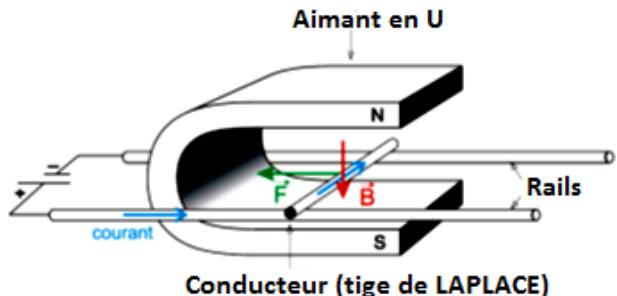


Figure 1

1.2.2 Observations

Lorsque la barre est parcourue par un courant électrique constant, elle se met en mouvement. Le sens de son déplacement change selon le sens du courant électrique ou celui du champ \vec{B} . Sa vitesse augmente avec l'intensité de courant.

1.2.2 Interprétation

La barre est soumise à une force électromagnétique dont la valeur dépend de l'intensité I du courant électrique et celle du champ magnétique \vec{B} .

1.2.3 Conclusion

Un conducteur placé dans un champ magnétique et traversé par un courant électrique constant subit une force électromagnétique appelée force de LAPLACE.

2. Loi de Laplace

2.1 Énoncé

Un conducteur rectiligne de longueur ℓ , parcouru par un courant électrique constant d'intensité I , placé dans un champ magnétique uniforme \vec{B} , est soumis à une force \vec{F} appelée force de LAPLACE d'expression :

$$\vec{F} = I\vec{\ell} \wedge \vec{B}$$

2.2 Caractéristiques de la force de Laplace

Les caractéristiques de la force de Laplace sont :

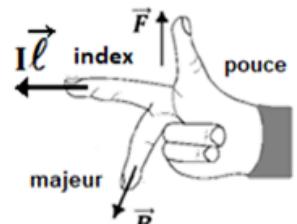
- Point d'application : le milieu de la partie du conducteur placée dans le champ magnétique
- Direction : la perpendiculaire au plan formé par le conducteur rectiligne et le champ \vec{B}
- Sens : le sens de \vec{F} est tel que le trièdre ($\vec{\ell}$, \vec{B} , \vec{F}) est direct.

Le sens de \vec{F} est déterminé par plusieurs règles, dont celle des trois doigts de la main droite

- Si l'**index** indique le sens du courant électrique I ;
- et le **majeur** indique le sens de \vec{B} ;
- alors le **pouce** indique le sens de \vec{F} .

- **valeur** : $F = I \cdot \ell \cdot B |\sin\alpha|$ avec $\alpha = (\vec{\ell}, \vec{B})$

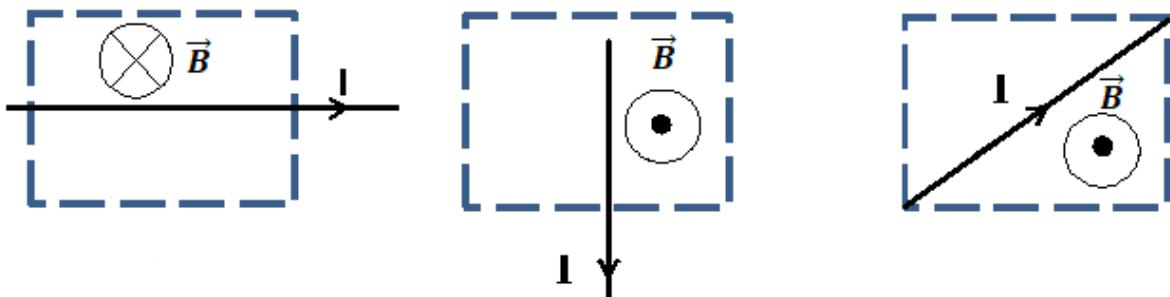
$$\text{Pour } \vec{\ell} \perp \vec{B} : \alpha = (\vec{\ell}, \vec{B}) = \frac{\pi}{2} \Rightarrow \sin\alpha = 1 \text{ donc } F = I \cdot \ell \cdot B$$



Règle de la main droite

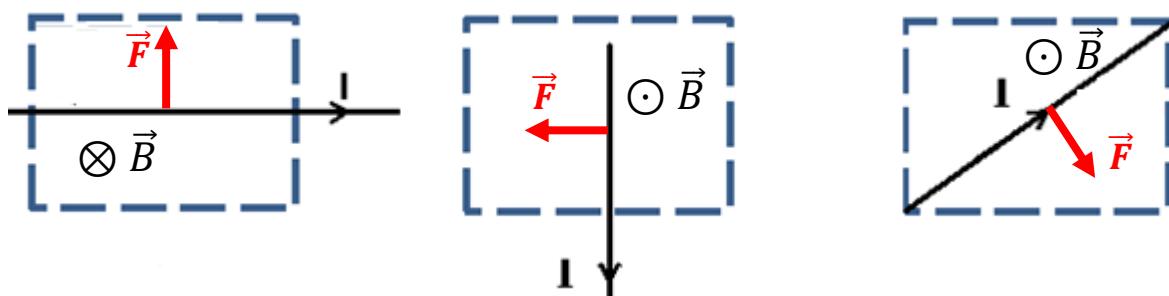
Activité d'application

Représente sur chacun des conducteurs placés dans l'espace champ magnétique \vec{B} délimité par le rectangle, la force de LAPLACE.



CORRECTION

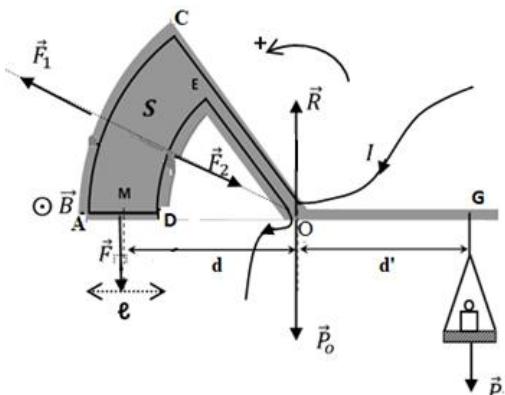
En utilisant la règle des trois doigts de la main droite



3. Applications de la loi de Laplace

3.1 Balance de Cotton ;

3.1.1 Schéma et description



Elle comprend :

- un bras de fléau supportant un plateau ;
- un circuit électrique OCDAE fixé sur l'autre bras de fléau.

La partie CADE est plongée dans le champ magnétique à mesurer. \widehat{CA} et \widehat{DE} sont des arcs de cercle de centre O.

La balance est mobile autour de l'axe horizontal (Δ) passant par O, perpendiculaire au plan de figure. Elle est équilibrée en l'absence de courant électrique.

3.1.2 Détermination de la valeur du champ magnétique

- Système : ensemble (fléau + plateau + masse)
- Référentiel terrestre supposé galiléen
- Bilan des forces extérieures au système :
 - La réaction \vec{R} ,
 - les poids \vec{P} , \vec{P}_0 ,
 - les forces de Laplace \vec{F} , \vec{F}_1 et \vec{F}_2
 - À l'équilibre, on a $\sum M_{(\Delta)}(\vec{F}_{ext}) = 0$

$$M_{(\Delta)}(\vec{P}) + M_{(\Delta)}(\vec{R}) + M_{(\Delta)}(\vec{P}_0) + M_{(\Delta)}(\vec{F}) + M_{(\Delta)}(\vec{F}_1) + M_{(\Delta)}(\vec{F}_2) = 0$$

Compte tenu de la forme des conducteurs AC et DE (arcs de cercle de centre O), les moments des forces \vec{R} , \vec{F}_1 , \vec{F}_2 et \vec{P}_0 sont nuls car leurs droites d'action coupe l'axe de rotation (Δ) en O.

$$M_{(\Delta)}(\vec{P}) + M_{(\Delta)}(\vec{F}) = 0$$

$$-P \times d' + F \times d = 0 \Leftrightarrow F \times d = P \times d'$$

Or $F = I\ell B$ et $P = mg$

$$I\ell B = mg \Rightarrow B = \frac{mgd'}{I\ell d}$$

Pour $d' = d$ alors $B = \frac{mg}{I\ell}$

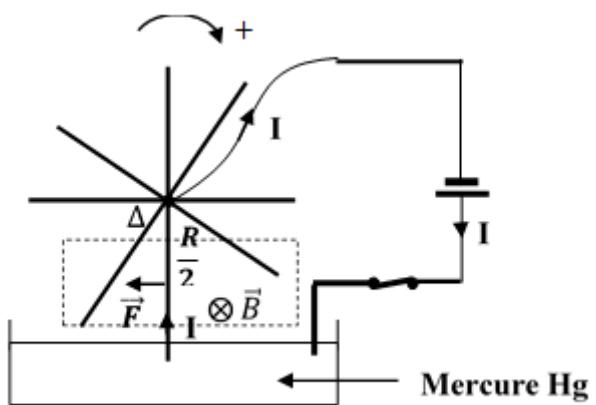
3.1.3 Intérêt du dispositif

Il permet de déterminer la valeur du champ magnétique \vec{B}

3.2 Roue de Barlow

3.2.1 Schéma et description

La roue de Barlow est constituée d'un disque de cuivre, mobile autour d'un axe horizontal Δ ; cet axe est relié à l'une des bornes d'un générateur de tension continue. L'autre borne est reliée à une cuve contenant une solution conductrice, lui-même en contact avec le disque. Un aimant en U crée, autour de la portion basse du disque, un champ magnétique uniforme \vec{B} .



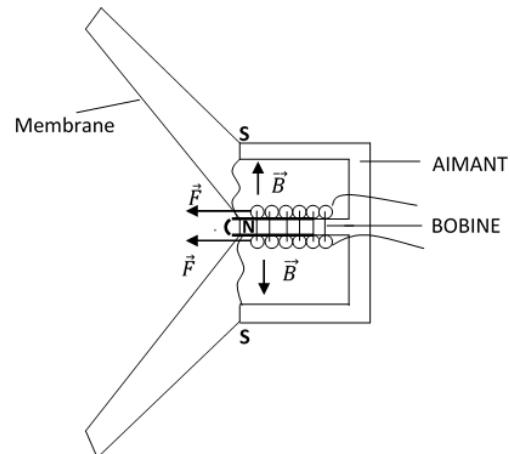
3.2.2 Fonctionnement

A la fermeture du circuit, le rayon qui plonge dans la solution conductrice est traversé par le courant I et subit la force de la Laplace. Si l'intensité de \vec{F} est grande, ce rayon sort de la solution et un autre y pénètre. Les rayons se suivent ainsi les uns après les autres dans la solution et l'ensemble tourne dans le sens de \vec{F} .

3.3 Haut-parleur

Un haut-parleur est un appareil qui transforme des courants électriques en ondes sonores.

Il est constitué d'un aimant, d'une bobine et d'une membrane. La membrane est solidaire de la bobine. Les variations du courant électrique dans la bobine créent une force (force de Laplace) qui fait vibrer la membrane. Cette vibration de la membrane crée le son.



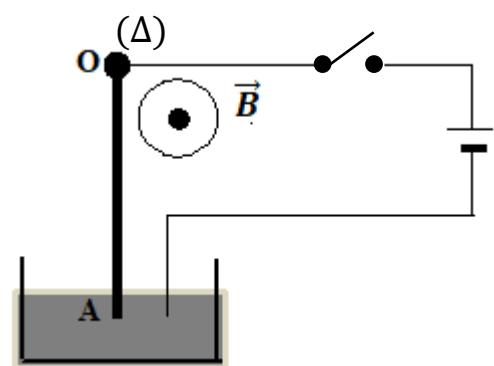
SITUATION D'ÉVALUATION

Au cours d'une séance de T.P. un groupe d'élèves de terminale, sous la supervision de leur professeur de Physique – Chimie, réalise le montage schématisé ci-contre. OA est une tige de cuivre mobile autour de l'axe horizontal (Δ). Le groupe veut déterminer l'angle de déviation α du fil dans différentes situations. Les parties 1 et 2 sont indépendantes.

1. Première partie

Précise ce qui se passe au niveau de la tige dans chacun des cas suivants :

- 1.1 le circuit est fermé et le champ magnétique \vec{B} existe ;
- 1.2 on intervertit les bornes du générateur, en présence du même champ magnétique \vec{B} ; le circuit étant fermé ;
- 1.3 le circuit est fermé et le champ magnétique est supprimé ;
- 1.4 le circuit est ouvert en présence du champ magnétique \vec{B} .



2. Deuxième partie

Un élève du groupe fixe la valeur de \vec{B} à $5 \cdot 10^{-2} \text{T}$ et $I = 5 \text{A}$. La tige OA de longueur $\ell = 20 \text{ cm}$ est entièrement plongée dans le champ \vec{B} . La masse de la tige est $m = 10 \text{ g}$.

2.1 Fais le bilan des forces s'exerçant sur la tige OA. Représente-les sur un schéma.

2.2 Écris les conditions d'équilibre de la tige OA.

2.3 Détermine l'inclinaison α de la tige OA par rapport à la verticale.

On donne $g = 10 \text{ m.s}^{-2}$

Correction

1. Première partie

1.1 Circuit fermé et la valeur de \vec{B} est non nulle

La tige rectiligne de cuivre (tige OA) est déviée

1.2 On intervertit les bornes du générateur et la valeur de \vec{B} est non nulle.

La tige est déviée dans l'autre sens.

1.3 Circuit fermé et la valeur de \vec{B} est nulle

La tige reste dans sa position d'équilibre verticale.

1.4 Circuit ouvert et la valeur de \vec{B} est non nulle

La tige reste dans sa position d'équilibre verticale

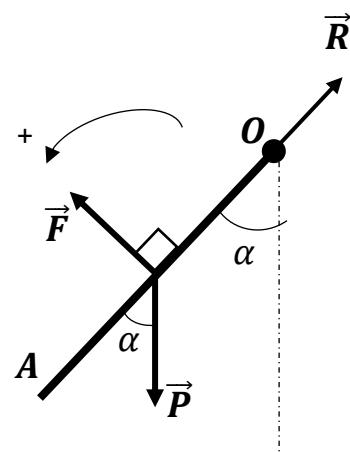
2. Deuxième partie

2.1 Le bilan et représentation des forces

Système : tige OA

Bilan des forces extérieures à la tige OA

- La réaction \vec{R} du support
- Le poids de la tige \vec{P}
- La force de LAPLACE \vec{F}



2.2 Les conditions d'équilibre de la tige OA autour d'un axe fixe (Δ).

Lorsque la tige OA est en équilibre autour d'un axe de rotation(Δ) fixe alors :

$$\sum \vec{F}_{(ext)} = \vec{0} \&$$

$$\sum M_{(\Delta)}(\vec{F}_{ext}) = 0$$

2.3 Détermination de l'inclinaison α de la tige OA par rapport à la verticale.

$$M_{(\Delta)}(\vec{P}) + M_{(\Delta)}(\vec{F}) + M_{(\Delta)}(\vec{R}) = 0$$

$$-F \times \frac{\ell}{2} + P \times \frac{\ell}{2} \sin\alpha = 0 \Leftrightarrow F = P \times \sin\alpha$$

Or $F = I\ell B$ et $P = mg$ alors $I\ell B = mg \sin\alpha$

$$\sin\alpha = \frac{I\ell B}{mg} d'où \alpha = \sin^{-1}\left(\frac{I\ell B}{mg}\right) \text{ A.N } \alpha = \sin^{-1}\left(\frac{5 \times 0,2 \times 5,10^{-2}}{10 \times 10,10^{-3}}\right) \text{ soit } \alpha = 30^\circ$$

III. EXERCICES

Exercice 1 :

Un conducteur rectiligne de 0,4m de longueur et parcouru par un courant constant d'intensité 12A est placé dans un espace où règne un champ magnétique uniforme \vec{B} de valeur $B=0,25T$.

Déterminer la valeur de la force magnétique qui s'exerce sur le conducteur quand il fait avec les lignes de champ un angle de 30° puis de 45° .

Solution:

L'expression de la force de Laplace est $\vec{F} = I\vec{l} \wedge \vec{B}$

En norme, on a $F = IIB \sin(I\vec{l}, \vec{B}) = IIB \sin\alpha$

A.N. Si $\alpha=30^\circ$ $F=0.6N$

Si $\alpha=45^\circ$ $F=0.86N$

Exercice 2

Une balance de Cotton possède un conducteur actif de 3cm traversé par un courant de 8A et placé perpendiculairement au vecteur-champ B dont on veut mesurer la valeur.

Déterminer la masse m du corps à placer dans le plateau pour équilibrer la balance lorsque $B=0,5T$;

Solution :

Dans la balance de cotton, l'expression de la masse est donnée par la relation :

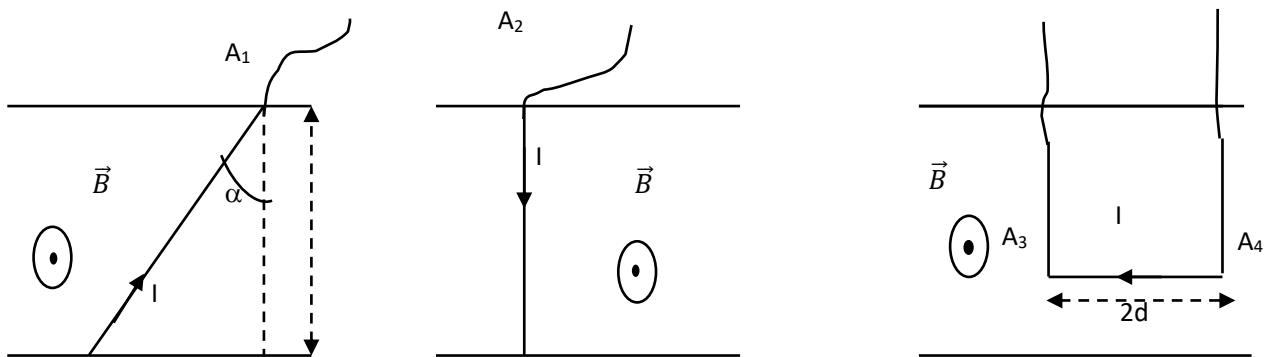
$$m = \frac{IlB}{g} \quad \text{A.N.} \quad \underline{m=0.012kg}$$

Exercice 3

Une portion de conducteur de longueur d , traversé par un courant électrique constant d'intensité I , est plongée dans un espace où règne champ magnétique uniforme \vec{B} .

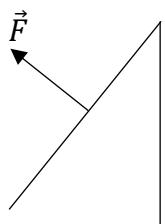
1. Représente la force de Laplace dans chaque cas.
2. Exprime la valeur de la force dans chaque cas.
3. Détermine le moment de la force de Laplace par rapport à un axe passant par A_1 et parallèle au champ magnétique.

On donne : $d = 20\text{cm} ; I = 500 \text{ mA} ; B = 0,4 \text{ T}$.

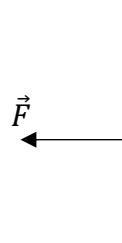


Solution:

1^{er} cas: 1. Représentation de \vec{F}



2eme cas: 1. Représentation de \vec{F}



2. Valeur de \vec{F}

$$F = IdB = 0.04 \text{ N}$$

Moment de \vec{F} / A_1

$$\mathbf{M}(\vec{F}) = F * d / 2 = 0.004 \text{ N.m}$$

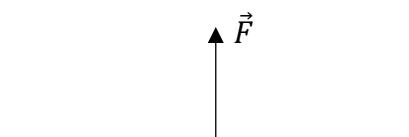
2. Valeur de \vec{F}

$$F = IdB = 0.04 \text{ N}$$

Moment de \vec{F} / A_2

$$\mathbf{M}(\vec{F}) = F * d / 2 = 0.004 \text{ N.m}$$

3eme cas



1. Représentation de \vec{F}

2. Valeur de \vec{F} : $F=IdB=0.08N$

3. Moment de \vec{F} : $M(\vec{F})=F*d=0.008N.m.$

Exercice 4 : BALANCE DE COTTON

Tu es élève en classe de TC. Ton groupe de TP est choisi pour déterminer la valeur du champ magnétique \vec{B} dans l'entrefer d'un aimant en U. Pour cela votre professeur de Physique-Chimie met à votre disposition le dispositif de la balance de Cotton et tout le matériel nécessaire. Le groupe réalise le dispositif expérimental et sous la supervision du professeur, il effectue les mesures dont les résultats sont consignés dans le tableau suivant.

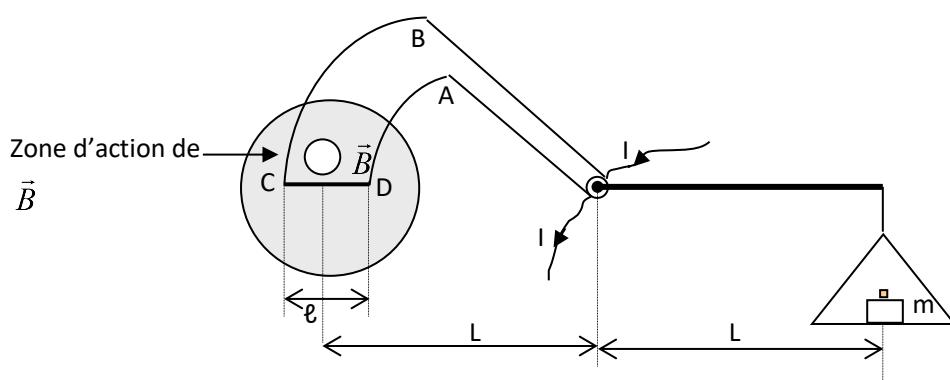
I(A)	0,74	1,50	2,35	3,20	3,90	4,80
m (mg)	0,5	1	1,5	2	2,5	3

Echelle : 2cm \leftrightarrow 5 mg ; 2 cm \leftrightarrow 0,75 A

On donne $g = 10\text{m.s}^{-2}$; $l = CD = 2,9 \text{ cm}$.

En tant que porte-parole du groupe il t'est demandé de répondre aux questions suivantes.

- 1- Indique sur le schéma le sens du champ magnétique créé par l'aimant.
- 2- Montre que les forces de Laplace s'exerçant sur les portions AD et BC n'ont aucune influence sur l'équilibre de la balance.
- 3- Exprime l'intensité I du courant dans le dispositif expérimental en fonction de B, l, g et m.
- 4- Tracer la courbe $I = f(m)$
- 5- Déduire de cette courbe la valeur B du champ magnétique.

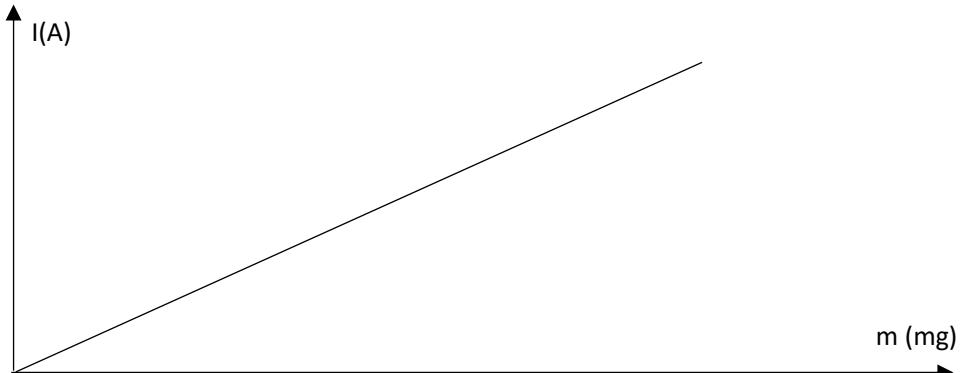


Solution:

1. I va de C à D et la force magnétique est descendant. Selon l'une des règles, \vec{B} est sortant.
2. Les forces s'exerçant sur les parties AD et BC (arc de cercle) ont leur droite d'action rencontre l'axe de rotation du fléau donc elles n'ont aucune influence.

3. En appliquant le théorème des moments, on a:
 $M(\vec{F}) + M(\vec{P}) = 0$ ce qui donne $I \cdot B = mg$ d'où $I = \frac{mg}{IB}$

4. Tracé de la courbe $I=f(m)$



C'est une droite qui passe par l'origine du repère donc I est proportionnel à m : $I=k \cdot m$.

Déterminons le coefficient de proportionnalité k .

$$K = \frac{3.90 - 1.50}{0.0025 - 0.0010} = 1600 \text{ A/kg}$$

5. Par identification,

$$I = k \cdot m = \frac{g}{IB} \cdot m \text{ ce qui donne } k = \frac{g}{IB} \text{ d'où } B = \frac{g}{kI} \quad \text{A.N.} \quad B = 0,215 \text{ T}$$

Exercice 5 : TIGE DE LAPLACE

La coordination régionale disciplinaire de physique-chimie organise chaque année un concours qui oppose les élèves des classes de TC des différents établissements d'enseignement secondaire.

Au cours de cette activité il est demandé aux élèves rapidité et justesse des réponses données. Les élèves seront notés et le vainqueur désigné sera le groupe qui aura eu la plus grande note.

Le libellé du sujet à traiter est le suivant :

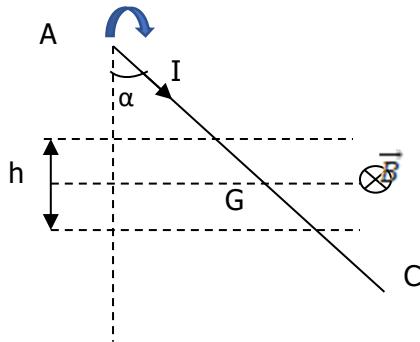
Un conducteur de longueur l et de masse m , est susceptible de tourner autour d'un axe passant par le point A. Dans sa position d'équilibre, le conducteur fait un angle α avec la verticale. Il est alors parcouru par un courant constant d'intensité I . La portion du conducteur soumise au champ magnétique est symétrique par rapport à son centre d'inertie G.

Données : $m = 20 \text{ g}$; $g = 10 \text{ N/kg}$; $h = 5 \text{ cm}$; $B = 0,5 \text{ T}$. $\alpha = 10^\circ$

Tu es candidat à ce concours et tu rends compte à tes camarades de classe.

1. Exprime l'intensité de la force de Laplace qui agit sur le conducteur en fonction de α , I , h et B .
2. Représente sur le schéma, les forces agissant sur le conducteur.
3. Ecris la relation entre les moments de ces forces traduisant l'équilibre du conducteur.
4. Déduis-en l'expression de l'intensité I du courant en fonction de m , g , α , h et B .

5. Calcule I.



1. $F=IlB$ avec $h=l\cos\alpha$ d'où $l=\frac{h}{\cos\alpha}$ et $F=\frac{IhB}{\cos\alpha}$

2. Les forces réagissant sur la tige

- Force de Laplace \vec{F}
- Poids du conducteur \vec{P}
- Réaction du support \vec{R}

3. A l'équilibre de la balance : $\Sigma M(\vec{F}_{ext.})=0$

$M(\vec{R})=0$ car \vec{R} rencontre l'axe de rotation

$$M(\vec{P}) = \frac{mglsin\alpha}{2}$$

$$M(\vec{F}) = -\frac{IhBl}{2\cos\alpha}$$

$$\Sigma M(F_{ext.})=0 \text{ soit } \frac{mglsin\alpha}{2} - \frac{IhBl}{2\cos\alpha} = 0$$

4.

$$I = \frac{mgsin2\alpha}{2hB}$$

A.N. $I=1,36$ A

IV. DOCUMENTATION

COURANTS DE FOUCault

On appelle **courants de Foucault** les courants électriques créés dans une masse conductrice, soit par la variation au cours du temps d'un champ magnétique extérieur traversant ce milieu (le flux du champ à travers le milieu), soit par un déplacement de cette masse dans un champ magnétique. Ils sont une conséquence de l'induction électromagnétique.

Les courants de Foucault sont responsables d'une partie des pertes (dites *pertes par courants de Foucault*) dans les circuits magnétiques des machines électriques alternatives et des transformateurs. C'est la raison pour laquelle les circuits magnétiques sont constitués de tôles feuillettées afin de limiter ces courants et les pertes par effet Joule qui en découlent, ce qui améliore le rendement global des transformateurs.

Le champ magnétique variable au cours du temps est responsable de l'apparition d'une force électromotrice à l'intérieur du milieu conducteur. Cette force électromotrice induit des courants dans la masse. Ces courants ont deux effets :

- ils créent un champ magnétique qui s'oppose à la variation du champ magnétique extérieur ([loi de Lenz](#)) ;
- ils provoquent un échauffement par [effet Joule](#) de la masse conductrice d'autant plus fort que la vitesse entre l'inducteur et la pièce conductrice est importante.

Lorsque la variation de flux est due à un déplacement du milieu devant un champ magnétique constant, les courants de Foucault sont responsables de l'apparition de [forces de Laplace](#) qui s'opposent au déplacement, d'où l'effet de freinage observé sur les systèmes utilisant ce genre de dispositif.

Freinage



Frein à courants de Foucault sur un train rapide japonais [Shinkansen](#).

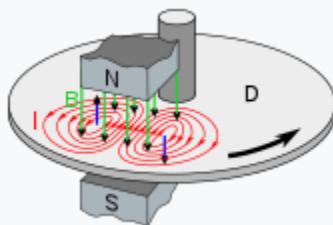


Schéma d'un disque de frein de Foucault actuel.

Le premier [brevet](#) de ralentiisseur électromagnétique a été déposé par Steckel en [1903²](#). Raoul Sarazin a réalisé en [1936](#) la première application pratique sur véhicule d'un ralentiisseur utilisant le principe des courants de Foucault².

Des systèmes de freinage à courants de Foucault sont utilisés notamment sur les véhicules [poids lourds³](#) et sur les [autocars](#) sous le nom de « ralentiisseur », ou sous le nom commercial [Telma¹](#).

Ils sont constitués d'électroaimants fixes ([stator](#)) induisant des courants de Foucault dans des disques conducteurs ([rotor](#)) entraînés par les roues. Lorsque les électroaimants sont mis sous tension, les courants de Foucault induits dans les disques génèrent des [forces de Laplace](#) s'opposant au mouvement, donc générant un couple de freinage.

Contrairement aux freins classiques qui dissipent l'énergie par frottement, le freinage électromagnétique fonctionne sans contact, donc sans usure de garniture. Ces freins nécessitent peu de réglage. Bien que l'énergie de freinage reste dissipée sous forme de chaleur (par [effet Joule](#)), ils sont moins sensibles à l'échauffement. Ils sont de ce fait obligatoires sur les véhicules lourds pour produire un freinage d'endurance notamment en montagne ou en situations d'arrêts fréquents. Le freinage étant généré par la vitesse des disques, ils ne permettent en aucun cas l'immobilisation d'un véhicule jusqu'à l'arrêt complet. C'est pour cela qu'ils ne fonctionnent qu'en complément de freins conventionnels.

Dans les chemins de fer, la rame à grande vitesse [ICE 3](#) de la [Deutsche Bahn](#) utilise un système de freins à courant de Foucault comme système de frein de service sur certaines lignes nouvelles et comme système de freinage d'urgence ailleurs.

On peut leur reprocher que l'énergie est dissipée par effet Joule sous forme de chaleur et donc en pure perte, contrairement au [freinage régénératif](#) des [véhicules hybrides](#) qui la valorisent en électricité stockable.

Chauffage

Le chauffage par induction est produit par les courants de Foucault induits dans la pièce à chauffer. Ce type de chauffage est donc réservé aux matériaux [conducteurs d'électricité](#). Il est par exemple utilisé dans les [plaques de cuisson à induction](#), ou en métallurgie, où les [fours à induction](#) peuvent chauffer les lingots de métal jusqu'à leur [température de fusion](#).

Brasage

Dans le cas du [brasage](#) par induction, on place les éléments à braser dans un champ électromagnétique puissant pour chauffer les pièces ainsi que le métal d'apport.

Autres applications



Ancien [compteur électrique](#) français ([EDF](#)).

On utilise les courants de Foucault pour :

- comptabiliser la consommation électrique, dans les anciens [compteurs ERDF](#) (à roue dentée) ;
- réaliser des capteurs de distance sans contact. Ils sont généralement constitués d'une bobine excitée à haute fréquence (de 200 kHz à 2 MHz) ; la proximité d'une pièce conductrice en modifie l'impédance ; la mesure de cette impédance permet de déterminer la distance de la pièce mesurée ;
- le [contrôle non destructif](#), par exemple pour la détection des fissures dans les pièces métalliques comme les rails ferroviaires ou les pièces métalliques d'avion soumises à des contraintes répétées. En cas de défaut interne, les courants de Foucault sont différents, ce qui se traduit par une modification du champ magnétique induit. Un exemple est le contrôle de la qualité de fabrication des lames des armes d'[escrime](#) sportive⁵ ;
- afficher la vitesse d'un véhicule par [tachymètre](#) : un aimant est relié à la sortie de la [boîte de vitesses](#) et entouré d'un tube fait d'un métal conducteur allant de ladite boîte jusqu'au compteur sur lequel est fixé une aiguille. Le tube, pivotant autour de son axe, est retenu par un ressort en spirale chargé de ramener l'aiguille à zéro. Plus la roue tourne vite, plus la force exercée sur la rotation du tube est grande, et plus l'aiguille du compteur s'éloigne de sa position initiale ;
- le fonctionnement de certaines [dynamics](#) de vélo : un aimant est mis en rotation par l'effet des courants de Foucault dans la jante de la roue. Cet aimant permet ensuite de générer de l'énergie pour alimenter une lumière⁶. Contrairement aux dynamics traditionnelles, l' entraînement de l'aimant se fait ainsi sans contact.

Source : Wikipédia



THEME : ELECTROMAGNETISME

TITRE DE LA LEÇON : INDUCTION ELECTROMAGNETIQUE

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Des élèves en classe de Terminale C au Lycée Moderne de Séguéla ont découvert dans une revue scientifique, l'information suivante : « la génératrice de bicyclette est un appareil très simple : une bobine de fil conducteur et un aimant. La rotation de l'aimant devant la bobine crée un courant électrique induit : c'est l'induction électromagnétique ». Afin de s'approprier cette information, avec leurs camarades de classe ils veulent expliquer le phénomène d'induction électromagnétique, comprendre les lois de l'induction électromagnétique et appliquer la loi de Lenz à un circuit soumis à une variation de flux magnétique.

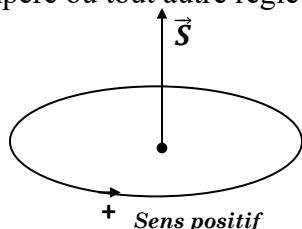
II. CONTENU DE LA LECON

1. Notion de flux magnétique

1.1 Vecteur surface

Soit un circuit fermé plan situé dans une région où règne un champ magnétique uniforme \vec{B} . Ce circuit limite une surface plane S .

On appelle vecteur-surface \vec{S} du circuit, le vecteur normal au plan du circuit dont le sens est déterminé par la règle de l'observateur d'Ampère ou tout autre règle équivalent.

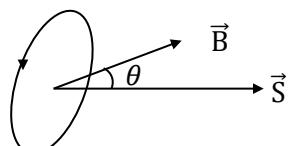


Remarque : Si le circuit est parcouru par un courant électrique, le sens positif est celui du courant électrique.

1.2 Flux magnétique

Soit un circuit fermé, plongé dans un champ magnétique uniforme \vec{B} , on appelle flux magnétique du champ \vec{B} , à travers cet circuit, la grandeur algébrique définie par :

$$\phi = \vec{B} \cdot \vec{S} = B \cdot S \cdot \cos\theta$$



Remarque :

- L'unité légale du flux magnétique est le Weber (Wb).
- Le flux magnétique se mesure à l'aide d'un fluxmètre.
- Pour N spires, $\phi = N B S \cos\theta$.

Activité d'application

Une bobine plate de rayon moyen $r = 2,5 \text{ cm}$ et comportant $N = 50$ spires est plongé dans un champ magnétique uniforme de valeur $B = 0,02 \text{ T}$.

Calculer le flux magnétique à travers la bobine.

Solution

La solution dépend de l'orientation de la bobine

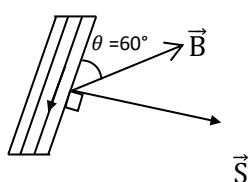
1^{er} Cas

Représentons \vec{S}

$$\phi = NB S \cos\left(\frac{\pi}{2} - \theta\right)$$

$$\phi = NB\pi r^2 \sin\theta$$

$$\Delta\phi = 1,7 \cdot 10^{-3} \text{ Wb}$$

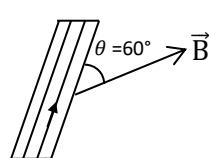


2^e Cas

$$\phi = NB S \cos\left(\frac{\pi}{2} + \theta\right)$$

$$\phi = -NB\pi r^2 \sin\theta$$

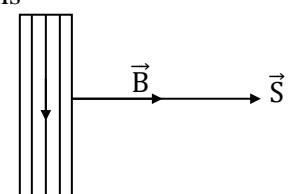
$$\phi = -1,7 \cdot 10^{-3} \text{ Wb}$$



1.3 Règle du flux maximal

Un circuit fermé, parcouru par un courant électrique continu, mobile dans un champ magnétique uniforme, s'oriente de telle sorte que le flux magnétique, soit maximal dans sa position d'équilibre, le sens positif étant celui du courant électrique.

$$\phi = NB S$$



2. Mise en évidence de l'induction électromagnétique

2.1 Expériences et observations

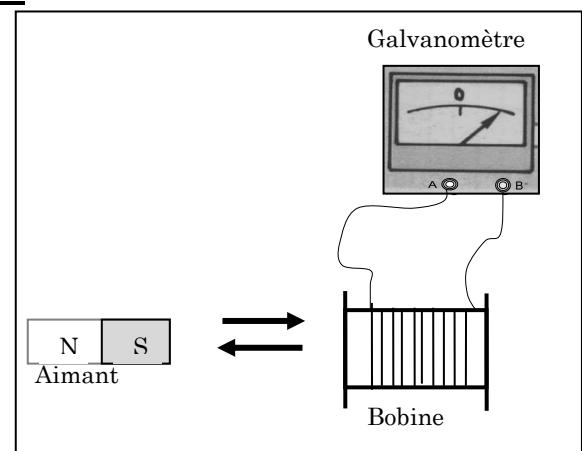
2.1.1 Mouvement relatif d'un aimant et d'une bobine

Soit le circuit ci-contre ne comportant pas de générateur.

- Le déplacement de l'aimant au voisinage de la bobine provoque l'apparition d'un courant électrique appelé **courant induit**.
- L'aimant qui crée le champ est **l'inducteur**.
- La bobine, siège du courant induit est le **circuit induit** ou **l'induit**.
- Le phénomène qui engendre le courant induit est appelé **induction électromagnétique**

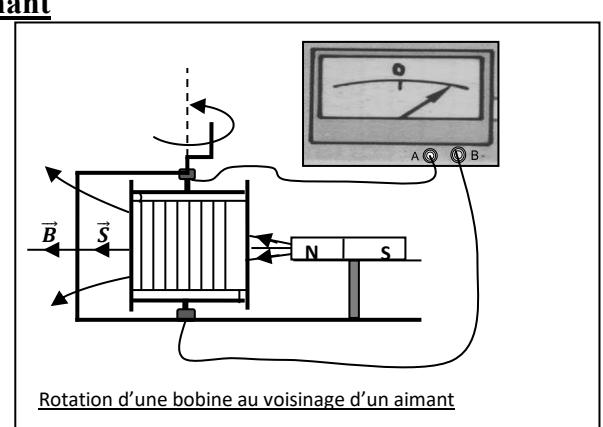
Remarque :

- L'intensité du courant induit augmente avec la vitesse de déplacement de l'aimant.*
- Le sens du courant induit dépend du sens du déplacement et de la nature du pôle le plus proche.*
- Le courant induit s'annule lorsque le déplacement cesse.*



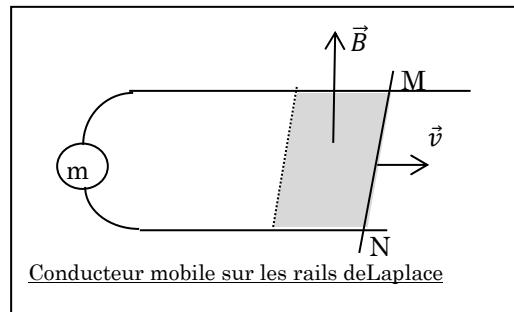
2.1.2 Rotation d'un circuit fermé à proximité d'un aimant

La variation de l'angle entre le champ magnétique et le vecteur surface fait apparaître un courant induit dans la bobine.



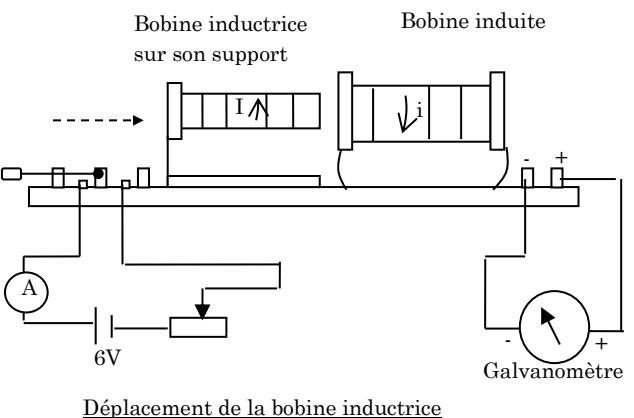
2.1.3 Variation de la surface du circuit induit

La variation de la surface du circuit plongé dans le champ magnétique donne naissance à un courant induit.



2.1.4 Déplacement d'une bobine inductrice

- En approchant la bobine mobile de la bobine fixe, il naît dans cette dernière un courant induit i de sens différent de I . Le flux croît.
- En éloignant la bobine inductrice, il naît dans la bobine induite un courant i de même sens que I (le flux décroît).



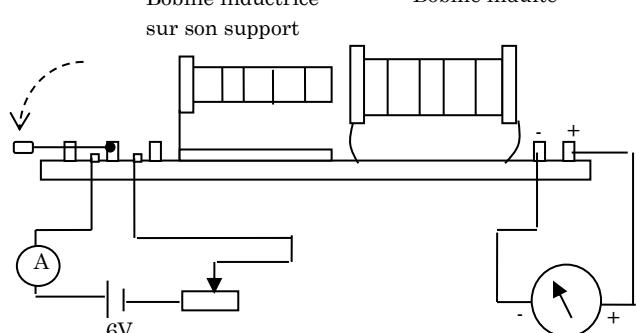
2.1.5 Ouverture et fermeture du circuit dans une bobine

- Fermeture**

Le flux croît d'où la naissance dans la bobine induite d'un courant i de sens contraire à I .

- Ouverture**

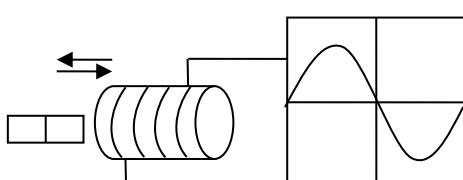
Le flux décroît d'où la naissance dans la bobine induite d'un courant induit i .



2.2 Conclusion

Un courant induit est créé dans un circuit fermé, chaque fois qu'il y a une variation du flux magnétique dans le circuit. Ce courant induit ne dure que le temps de la variation du flux.

2.3 Visualisation du courant induit i à l'oscilloscope



3. Lois de l'induction électromagnétique

3.1 Loi de Lenz

Le sens du courant induit est tel que par ses effets, il s'oppose à la cause qui lui donne naissance.

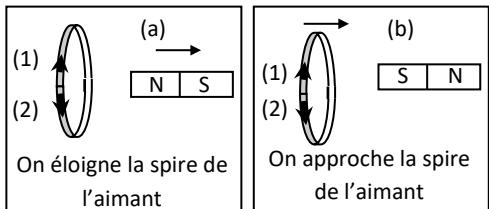
Remarque :

La loi de Lenz permet de prévoir le sens du courant induit.

Activité d'application

1. Cite deux manières différentes de faire varier un champ magnétique en un point de l'espace.

2. En appliquant la loi de Lenz, prévois le sens du courant induit dans les cas suivants :



corrigé

1. On peut faire bouger un aimant ou bien une bobine parcourue par un courant par rapport au lieu choisi.

On peut faire varier l'intensité du courant dans un conducteur placé à proximité du lieu choisi.

2. (a) Sens 1. (b) Sens 1.

3.2 Loi de Faraday

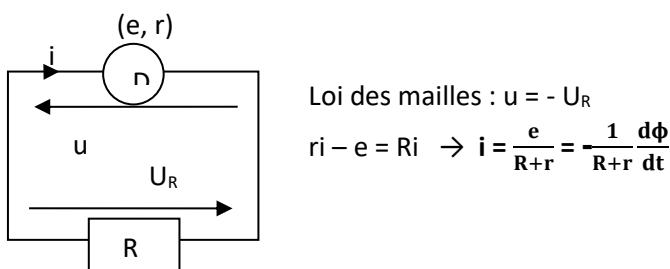
Tout circuit électrique, soumis à une variation de flux magnétique est le siège d'une force électromotrice (f.e.m.) induite e donnée par la relation :

$$e = -\frac{d\phi}{dt}$$

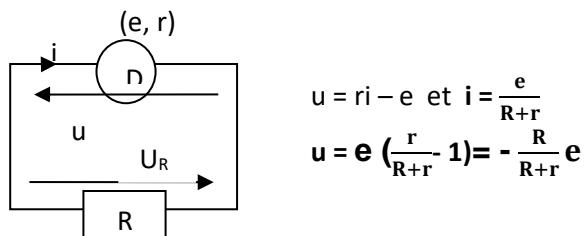
V ↴

4. Courant induit et force électromotrice induite.

4.1. Intensité du courant induit



4.2. Tensions aux bornes du circuit induit



Lorsque le circuit est ouvert $i = 0$, $u = -e = \frac{d\phi}{dt}$.

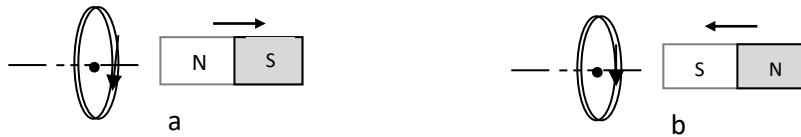
4.3. Quantité d'électricité induite

$$i = \frac{dq}{dt} = -\frac{1}{R+r} \frac{d\phi}{dt} \rightarrow dq = -\frac{1}{R+r} d\phi \text{ et par intégration } Q = -\frac{1}{R+r} (\phi_f - \phi_i)$$

$\begin{cases} \phi_f : \text{flux final} \\ \phi_i : \text{flux initial} \end{cases}$

4.4. Sens du courant induit.

4.4.1. Par la loi de Lenz.



4.4.2. Par la loi de Faraday.

On choisit un sens positif qui donne le vecteur surface S.

Pour N spires, le flux est : $\phi = NB \cdot S$ soit $\phi = NBS\cos\theta$

D'après la loi de Faraday $e = -\frac{d\phi}{dt}$

- La loi de Faraday permet de déterminer le sens et l'intensité du courant induit.
- Si $e > 0$ alors le courant induit circule dans le sens positif choisi.
- Si $e < 0$ alors le courant circule dans le sens opposé au sens positif.
- $e = -\frac{d\phi}{dt}$: le signe (-) traduit la loi de Lenz compte tenu des conventions de signe adopté.
- Si le circuit est fermé, il y a apparition d'un courant induit ; s'il est ouvert, on n'aura pas de courant induit mais la f.e.m. existe toujours.

Activité d'application

Une bobine comporte $N=100$ spires de rayon moyen $r = 4 \text{ cm}$. Elle est placée dans un champ magnétique parallèle à son axe et qui varie linéairement de $0,04 \text{ T}$ à $0,00 \text{ T}$ en $0,1 \text{ s}$ (voir figure).

Calculer la f.e.m. d'induction qui apparaît aux bornes de la bobine.

Solution

Calculons la f.e.m. d'induction qui apparaît aux bornes de la bobine :

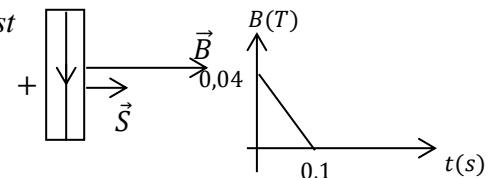
$$\phi = NB \cdot S \text{ avec } B = a \cdot t + b$$

$$\text{Or } e = -\frac{d\phi}{dt} = -N S \frac{dB}{dt} = -N \cdot S \cdot a$$

$$\text{De plus : } a = \frac{\Delta B}{\Delta t} = -0,4 \text{ T.s}^{-1}$$

$$\text{D'où : } e = -N \cdot \pi r^2 a = 0,2 \text{ V}$$

Remarque: $e > 0$ donc le courant induit circule dans le sens positif.



Méthode de résolution :

Pour résoudre un problème portant sur les courants induits, on oriente arbitrairement le circuit. Cette orientation donne le sens de \vec{S} et détermine le signe de ϕ .

3.3f.e.m. induite moyenne

$$e_{moy} = -\frac{\Delta\phi}{\Delta t}$$

5. APPLICATIONS DE L'INDUCTION ELECTROMAGNETIQUE

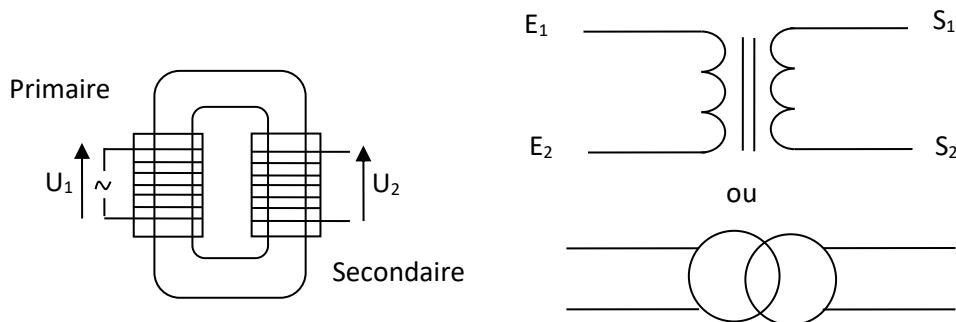
5.1 Les transformateurs

5.1.1 Généralités

Un transformateur est constitué de deux bobines placées face à face sur un circuit magnétique.

- L'une des bobines est branchée à une source alternative de courant : c'est le circuit primaire ; elle constitue l'inducteur.
- Les variations alternatives du flux magnétique engendré par le primaire créent un champ magnétique dans l'autre bobine et donnent naissance à une f.e.m. induite alternative : cette bobine est le secondaire ou l'induit.

Les transformateurs ne fonctionnent pas en courant continu.



5.1.2 Relation entre tensions aux bornes du primaire et du secondaire

Soient N_1 et N_2 , les nombres de spires du primaire et du secondaire.

Soient U_1 et U_2 les tensions efficaces correspondantes.

$U_1 = 6 \text{ V}$	$U_2 = 3 \text{ V}$	$N_1 = 66 \text{ spires}$	$N_2 = 33 \text{ spires}$
$\frac{U_2}{U_1} = 0,5$		$\frac{N_2}{N_1} = 0,5$	

On a : $\frac{U_2}{U_1} = \frac{N_2}{N_1}$: C'est le rapport de transformation

Remarque :

- Si $\frac{N_2}{N_1} < 1$ alors $U_2 < U_1$: le transformateur est dit abaisseur de tension.
- Si $\frac{N_2}{N_1} > 1$ alors $U_2 > U_1$: le transformateur est dit élévateur de tension
- Si $\frac{N_2}{N_1} = 1$ alors $U_2 = U_1$: on a un transformateur d'isolement.

Activité d'application

Les valeurs efficaces des tensions primaire et secondaire d'un transformateur parfait sont : $U_1=220 \text{ V}$ et $U_2=24 \text{ V}$.

1. Détermine le rapport de transformation et le nombre de spires du secondaire, si le primaire en compte 1000.
2. Le primaire est alimenté en courant alternatif sinusoïdal d'intensité efficace $I_1=0,5 \text{ A}$. Calcule la valeur efficace d'intensité du courant secondaire.

corrigé

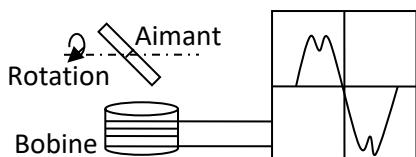
$$1. k = \frac{N_2}{N_1} = \frac{U_2}{U_1} ; \underline{\text{A.N}} : k = 0,109$$

$$2. k = \frac{N_2}{N_1} \Rightarrow N_2 = kN_1 ; \underline{\text{A.N}} : N_2 = 109 \text{ spires}$$

$$k = \frac{I_1}{I_2} \Rightarrow I_2 = \frac{I_1}{k} ; I_2 = 4,58 A$$

5.2 Les alternateurs

Ils servent à produire des tensions alternatives, en convertissant l'énergie mécanique en énergie électrique. En effet lorsqu'on fait tourner un aimant devant une bobine, une f.e.m. induite apparaît aux bornes de la bobine qui devient ainsi génératrice de courant. Dans la production industrielle, l'aimant est remplacé par plusieurs electroaimants (rotor) et l'induit fixe (stator) est constitué de plusieurs bobines montées en série.



5.3 Les courants de Foucault

Ce sont des courants qui apparaissent dans la masse de tout matériau conducteur en mouvement dans un champ magnétique ou dans tout matériau conducteur placé dans un champ magnétique variable.

Applications :

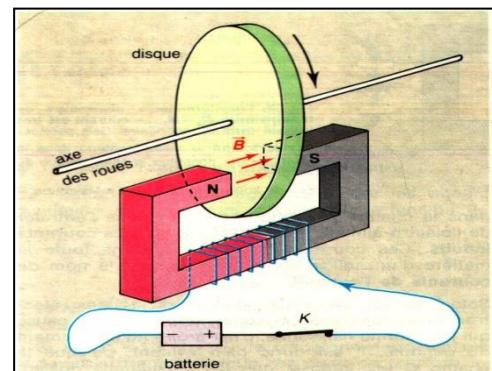
- Freinage des véhicules lourds : les courants de Foucault qui apparaissent dans le disque donne naissance à des forces de Laplace qui s'opposent au mouvement du disque.

Exemples :

- les freinages des véhicules lourds



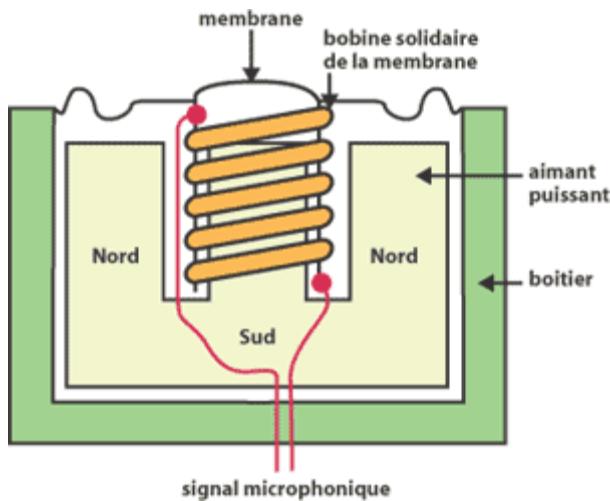
- les fours à induction



5.4. Le microphone électrodynamique à bobine mobile

Il utilise une bobine de cuivre et une source magnétique (aimant).

La bobine, solidaire de la membrane, est placée dans le champ magnétique de l'aimant. Chaque mouvement mécanique de la membrane est traduit en tension électrique. Ce microphone a l'avantage d'être robuste et de supporter de très hauts niveaux de pression acoustique. Il est peu sensible au vent ou à l'humidité, mais sensible aux champs magnétiques. On note en revanche une perte de définition dans les fréquences aiguës (à partir de 15 kHz).



Utilisation :

ce micro trouvera sa place sur scène où la qualité du son est moins importante qu'en studio. Les micros adaptés à la voix ont une courbe de réponse remontée vers 5 000 Hz pour donner une meilleure intelligibilité et proposent généralement un filtre antivent et pop (atténuation des plosives et des sifflantes).

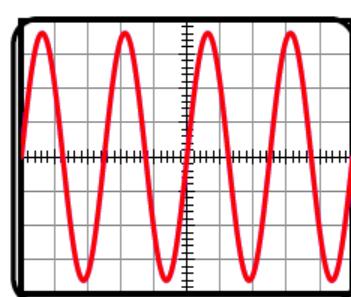
6. Production de l'électricité par les alternateurs

L'alternateur est constitué d'une bobine fixe devant laquelle un aimant est animé d'un mouvement de rotation (θ varie) alors une f.e.m. induite apparaît aux bornes de la bobine qui devient une génératrice de tension alternative.

On sait que $\phi = NBS\cos\theta$. Si $\theta = \omega t$ alors $\phi = NBS\cos\omega t$

$$\text{En plus } e = -\frac{d\phi}{dt} \text{ d'où } e = NBS\omega\cos\omega t$$

e est une tension alternative sinusoïdale



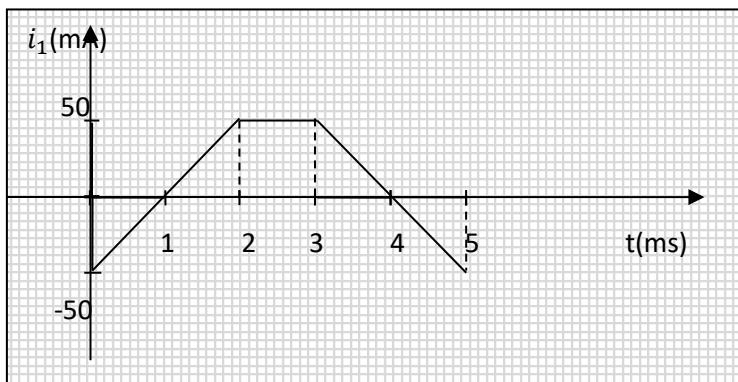
SITUATION D'EVALUATION

Dans le cadre des travaux dirigés, le professeur de physique-chimie veut vérifier la connaissance des élèves dans la représentation graphique de la force électromotrice induite après avoir déterminer sa valeur pour une variation du temps.

Dans cette épreuve, un solénoïde possède deux enroulements entrelacés de rayon $r = 2.5 \text{ cm}$ et de longueur $l = 41.2 \text{ cm}$. Le premier enroulement comporte $N_1 = 200$ spires et le deuxième enroulement $N_2 = 100$ spires.

L'enroulement (1) est parcouru par un courant d'intensité i_1 variable. (voir figure)

On donne : $\mu_0 = 4\pi 10^{-7} \text{ SI}$



1- Donne l'expression

1.1- de la valeur du champ magnétique \vec{B}_1 créé par l'enroulement (1) en fonction de μ_0, N_1 , *leti*₁.

1.2- du flux magnétique à travers l'enroulement (2) en fonction de μ_0, N_1, l, i_1, N_2 et *r*.

2- Détermine la force électromotrice induite e_2 pour l'intervalle $t \in [0; 5] \text{ ms}$.

3- Représente graphiquement $e_2(t)$.

1cm ↔ 2mV

Echelle :

1cm ↔ 1ms

Solution

1-Expression

1.1- Valeur de $B_1 = \mu_0 \frac{N_1}{l} i_1$

1.2- Du flux magnétique à travers l'enroulement (2) $\Phi = N_2 B_1 S$ or $S = \pi r^2$

donc l'expression du flux créé par l'enroulement (1) à travers l'enroulement (2) est

$$\Phi = N_2 \mu_0 \frac{N_1}{l} i_1 \times \pi r^2 \text{ soit } \Phi = \mu_0 \frac{\pi N_1 N_2}{l} r^2 i_1$$

2- Déterminons la f.e.m. induite e_2 sur $t \in [0; 5 \text{ ms}]$

On sait que $e_2 = -\frac{d\Phi}{dt} = -\frac{d(\mu_0 \frac{\pi N_1 N_2}{l} r^2 i_1)}{dt} = -k \frac{di_1}{dt}$ avec $k = \mu_0 \frac{\pi N_1 N_2}{l} r^2 = \text{constante}$

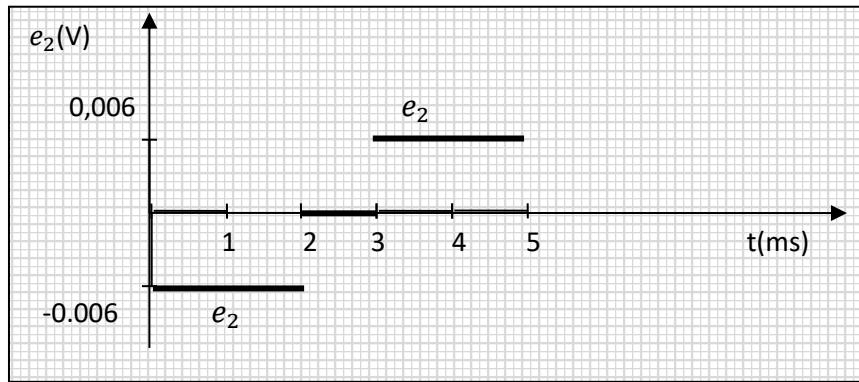
Soit $k = 1,2 \cdot 10^{-4}$, donc $e_2 = -1,2 \cdot 10^{-4} \frac{di_1}{dt}$

*Pour $t \in [0; 2 \text{ ms}]$; $\frac{di_1}{dt} = \frac{0,05 - (-0,05)}{0,002 - 0} = 50 \text{ A/s} \Rightarrow e_2 = -1,2 \cdot 10^{-4} \times 50 = -0,006 \text{ V}$

*Pour $t \in [2; 3 \text{ ms}]$; $\frac{di_1}{dt} = 0$ donc $e_2 = 0 \text{ V}$

*Pour $t \in [3; 5 \text{ ms}]$; $\frac{di_1}{dt} = \frac{-0,05 - 0,05}{0,005 - 0,003} = -50 \text{ A/s} \Rightarrow e_2 = -1,2 \cdot 10^{-4} \times (-50) = 0,006 \text{ V}$

3- Représentation graphique de $e_2(t)$



III. EXERCICES

Exercice 1

Une bobine, comportant $N = 150$ spires, de rayon $r = 10$ cm, plongée dans un champ magnétique uniforme \vec{B} , parallèle à son axe, de valeur $B = 0,1$ T. La bobine est orientée de telle sorte que \vec{B} et \vec{S} aient le même sens.

1- L'angle α entre \vec{B} et \vec{S} vaut :

a) $\alpha = \pi rad$, b) $\alpha = 0 rad$; c) $\alpha = \frac{\pi}{2} rad$

2- L'expression du flux est :

a) $\Phi = 10 B.S$; b) $\Phi = 100 B.S$ c) $\Phi = 150 B.S$

3- Le flux magnétique à travers la bobine est :

a) $\Phi = 0.47 Wb$; b) $\Phi = 4,71 Wb$ c) $\Phi = 0.31 Wb$

Solution

1-b ; 2-c ; 3-a

Exercice 2

1. Dans le phénomène d'induction, la source de champ magnétique se nomme :

- a) l'induit ;
- b) l'inducteur ;
- c) l'inductance.

2. Dans le phénomène d'induction, le circuit où apparaît la tension se nomme

- a) l'induit ;
- b) l'inducteur ;
- c) l'inductance.

3. Une tension induite apparaîtra aux bornes d'un circuit plongé dans un champ magnétique :

- a) de faible intensité ;
- b) de forte intensité ;
- c) intensité variable.

4. Une bobine est soumise à un champ magnétique uniforme et constant. Pour qu'il y ait induction, il faut que :

- a) la bobine possède un nombre élevé de spires ;

- b) l'axe de la bobine soit de même direction que le champ magnétique ;
c) la bobine se déplace perpendiculairement au champ magnétique.

5. La loi de Lenz nous dit, entre autre, que le courant induit produit à son tour un champ magnétique qui s'oppose :

- a) au champ magnétique inducteur ;
b) à la variation du champ magnétique ;
c) à la variation de la tension.

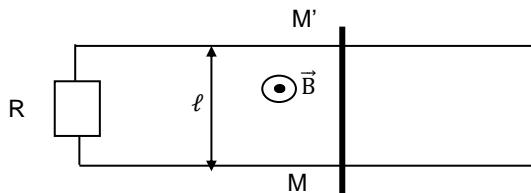
Recopie le numéro de la proposition suivie de la lettre qui correspond à la bonne réponse dans chaque cas.

Solution :

1. b) ; 2. a) ; 3. c) ; 4. c) ; 5. b)

Exercice 3

Ce dispositif est constitué de deux rails conducteurs parallèles, de résistance négligeable séparés par une distance $\ell = 25 \text{ cm}$ et placés dans un plan horizontal.



Une tige métallique rigide, de masse négligeable, perpendiculaire aux rails se déplace sans frottement dans une direction parallèle aux rails, à la vitesse constante $v = 10 \text{ m.s}^{-1}$ de gauche à droite.

La résistance de la tige de longueur ℓ est $r = 0,5 \Omega$.

Les deux rails sont reliés par un conducteur ohmique de résistance $R = 0,5 \Omega$.

L'ensemble du dispositif est placé dans un champ magnétique \vec{B} , d'intensité $B = 1 \text{ T}$, perpendiculaire au plan des rails.

Votre professeur vous demande d'exploiter le phénomène résultant de ce dispositif.

1. Sens du courant induit.

1.1 Rappelle la loi de Lenz.

1.2 Précise et justifie le sens du courant induit dans le dispositif.

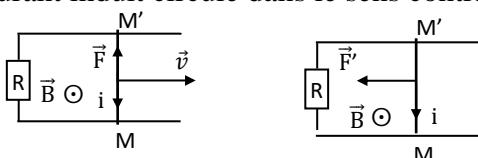
2. Exprime le flux du champ magnétique lors du déplacement de la tige dans le dispositif en fonction de B , ℓ , v et de la date t .

3. Calcule la force électromagnétique d'induction et l'intensité du courant induit.

corrigé

1.1

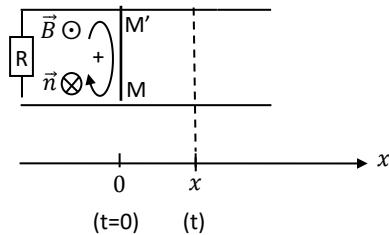
1.2 Lors du déplacement de la tige $M'M'$, chaque électron de $M'M'$ est entraîné à la vitesse \vec{v} . Il est donc soumis à la force de Lorentz $\vec{F} = -e\vec{v} \wedge \vec{B}$ dirigée de M vers M' . Le courant induit circule dans le sens contraire de celui des électrons. C'est-à-dire de M' vers M .



OU

D'après la loi de Lenz, le courant induit par son sens s'oppose à la cause qui lui a donné naissance. Ici, le courant induit est dû au déplacement de la tige de la gauche vers la droite. Le courant induit sera donc à l'origine d'une force électromagnétique $\vec{F}' = i \cdot \vec{\ell} \wedge \vec{B}$ qui va s'opposer à ce mouvement donc qui sera dirigé de la droite vers la gauche. \vec{B} étant orienté vers le haut, pour que \vec{F}' soit dirigé vers la gauche, i doit circuler de M' vers M (règle de l'observateur d'Ampère)

2.



À $t = 0$, la surface du circuit est S_0 .

À la date t , la surface du circuit est : $S = S_0 + \ell x = S_0 + \ell v t$.

Le flux au travers du circuit est $\phi = \vec{B} \cdot \vec{S} = S \vec{B} \cdot \vec{n}$

$$\phi = -BS = -B(S_0 + \ell vt)$$

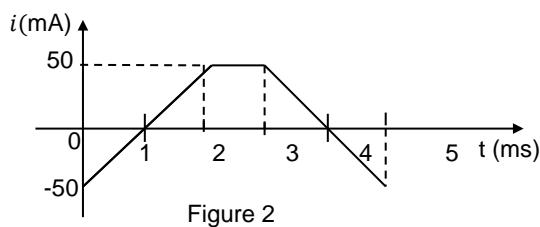
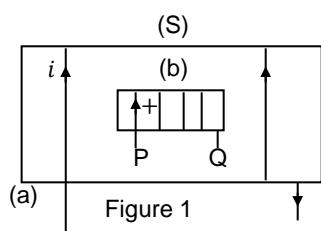
3. $e = -\frac{d\phi}{dt} = B\ell v ; e = 2,5 V$

$i = \frac{B \cdot \ell \cdot v}{R+r} = 2,5 A$ (sens arbitraire de M vers N).

Exercice 4

Au cours d'une séance de travaux dirigés, le Professeur de Physique-Chimie utilise dans un montage, un solénoïde (a) et une bobine et (b). La bobine comportant $N_2 = 100$ spires est placée à l'intérieur du solénoïde (de rayon $r = 2,5\text{cm}$, de longueur $\ell = 41,2\text{cm}$ et comportant $N_1 = 200$ spires. Le solénoïde et la bobine ont le même axe médian. (voir figure 1)

Le solénoïde est parcouru par un courant électrique d'intensité variable i comme l'indique la représentation de la de la figure 2.



Le professeur demande à ses élèves de déterminer et de représenter la f.e.m. induite dans la bobine (b).

Tu es élève de la classe et ta production est attendue.

1. Donne l'expression de l'intensité B du champ magnétique créé par le solénoïde en fonction de μ_0 ; N_1 ; r ; ℓ et i_1 .
2. Exprime le flux magnétique à travers la bobine en fonction de μ_0 , N_1 , N_2 , r , ℓ et i_1 .
3. Détermine la f.e.m. induite e_2 lorsque $0 < t < 2\text{ms}$; $2\text{ms} < t < 3\text{ms}$; $3\text{ms} < t < 5\text{ms}$.
4. représenter $e_2(t)$ sur le même graphique.

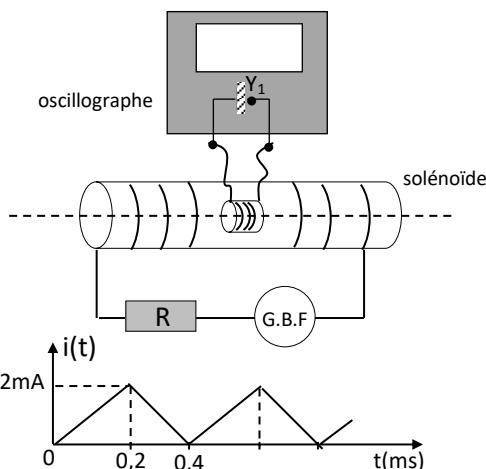
corrigé

$$1. B = \frac{\mu_0 N_1 i_1}{\ell}; 2. \phi = \mu_0 \cdot N_1 \cdot N_2 \cdot \pi r^2 \frac{i_1}{\ell}$$

3. $0 < t < 2\text{ms}$: $e = -6\text{mV}$; $2\text{ms} < t < 3\text{ms}$: $e = 0\text{mV}$; $3\text{ms} < t < 5\text{ms}$: $e = 6\text{mV}$

Exercice 5

Un solénoïde parcouru par un courant d'intensité i est placé dans un champ magnétique uniforme \vec{B} , de norme $B = ki$ (figure). On met à l'intérieur du solénoïde une bobine plate à N spires d'aire S . La normale au plan de la bobine est parallèle à l'axe du solénoïde; on oriente cette normale dans le sens de \vec{B} . Le courant $i(t)$ a la forme représentée sur la figure.



1. Calculer le flux du champ magnétique \vec{B} à travers la bobine plate.
2. Calculer la f. e. m. induite dans cette bobine.
3. On branche un oscilloscophe aux bornes de cette bobine. Montrer que la tension observée sur l'écran est soit U , soit $-U$.
4. Représenter ce que l'on peut observer sur cet écran.

Application numérique $k = 10^{-2}$; $S = 5 \text{ cm}^2$; $N = 1000$.

corrigé

$$1. \phi = N \cdot B \cdot S = N \cdot S \cdot k \cdot i$$

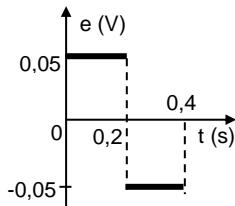
$$2. e = -\frac{d\phi}{dt} = -N \cdot S \cdot k \frac{di}{dt} \Rightarrow e = -5 \cdot 10^{-3} \frac{di}{dt} ?$$

$$0 < t < 0,2\text{ms}, \frac{di}{dt} = 10\text{A/s} \Rightarrow e = -0,05\text{V}.$$

$$0,2\text{ms} < t < 0,4\text{ms}, \frac{di}{dt} = -10\text{A/s} \Rightarrow e = 0,05\text{V}.$$

3. L'oscilloscophe ne se laisse pas traverser par le courant électrique, par conséquent, la tension observée est soit $0,05\text{V}$ soit $-0,05\text{V}$.

4. Voir graphique ci-dessus.



IV. DOCUMENTATION

Les disques durs

Le stockage de l'information se fait en utilisant l'orientation de domaines magnétiques d'un film fin ferromagnétique déposé sur un disque. La taille de ces derniers est de l'ordre de 20nm. Sur un même bras mécanique sont disposées la tête de lecture et la tête d'écriture. Cela permet à ces dernières de se positionner à n'importe quel endroit du disque en rotation pour qu'elles réalisent leurs actions.

La tête de lecture la plus basique est une tête inductive constituée d'un électroaimant. Lorsqu'une zone magnétique passe à proximité de l'électroaimant, un courant électrique se forme dans le bobinage. Suivant la succession des régions magnétiques, le champ créé est plus ou moins intense, tout comme le courant induit (voir schéma ci-contre).

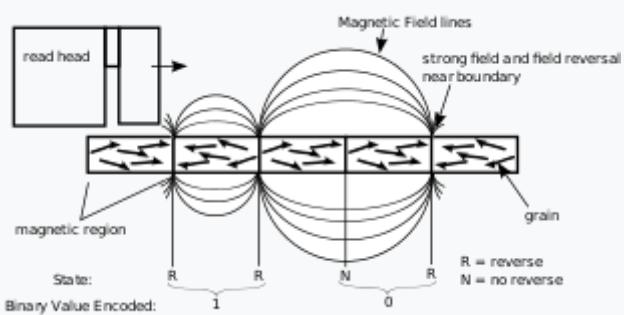


Schéma de fonctionnement d'une tête de lecture

Les têtes de lecture les plus récentes sont constituées de capteurs GMR et TMR, exploitant respectivement les effets de magnétorésistance géante et de magnétorésistance à effet tunnel. La variation du champ magnétique dans le disque influe sur la résistance électrique du matériau composant la tête de lecture. Ces têtes de lectures ont l'avantage, par rapport aux têtes inductives, d'être plus petites. Néanmoins, il est nécessaire d'effectuer un blindage magnétique autour du matériau magnéto résistant afin que seules les variations de champ magnétique du disque l'influencent. Avec cette méthode, la résolution entre deux pistes est limitée par la taille de l'élément magnéto résistant dans la tête de lecture.

La tête d'écriture est le plus souvent inductive. Constituée d'un électroaimant, cette dernière peut, suivant le sens du courant dans la bobine, appliquer aux différents domaines du disque des champs magnétiques opposés. L'objectif étant d'appliquer un champ magnétique assez fort pour dépasser l'aimantation rémanente du matériau ferromagnétique et ainsi permettre au domaine magnétique de garder son aimantation en absence de champ magnétique.

Des recherches sont effectuées depuis les années 90 sur des molécules ayant leur propre aimantation : les aimants moléculaires. A basse température, ces molécules ont des propriétés similaires à celles des aimants et peuvent ainsi être considérées comme des particules magnétiques de très petite taille, idéales pour mettre en place de meilleurs dispositifs de stockage d'informations.

Sources : https://fr.wikipedia.org/wiki/Applications_du_magnétisme

Pour des exercices de renforcement, vous pouvez consulter les sites et ouvrages suivants :

<https://docplayer.fr/67511041-Applications-de-l-induction-electromagnetique.html>

http://www.tunischool.com/sites/default/files/documents/physique/4eme/physique/exerc_corriges/induction_magn.pdf

<http://physik.diekirch.org/2e/Ex2eElectromagnetisme13.pdf>

Physique Terminales CDE Arex

Physique Terminale C Eurin-Gié