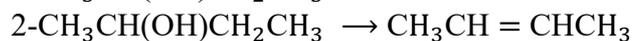


## Leçon 1 : LES ALCOOLS

### Correction des exercices

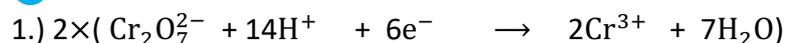
#### I- Exercices de fixation/Application :

1



3-Butan-2-ol

2



3

1-b

2-c

3-a

4

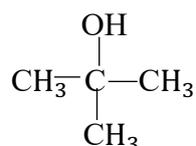
① Ethanol : alcool primaire : CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH

④ Pentan-1-ol : alcool primaire : CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-OH

② Butan-2-ol : alcool secondaire : CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH(OH)-CH<sub>3</sub>

⑤ Propan-2-ol : alcool secondaire : CH<sub>3</sub>-CH(OH)-CH<sub>3</sub>

③ Méthylpropan-2-ol : alcool tertiaire



5

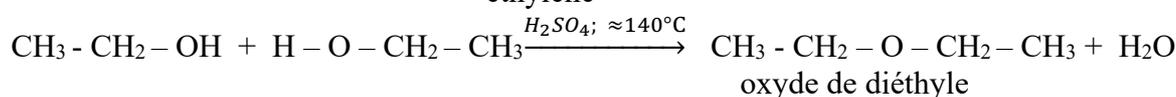
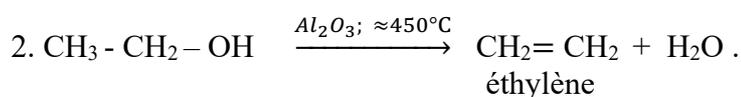
1-Propanal

2-Propanone

6

1. Déshydratation intramoléculaire de l'éthanol : nom du produit : éthylène

Déshydratation intermoléculaire de l'éthanol : nom du produit : oxyde de diéthyle



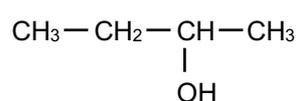
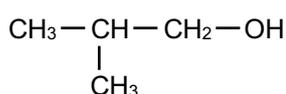
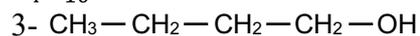
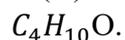
## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

**7**

1- A est un alcool

2- Formule brute de (A)

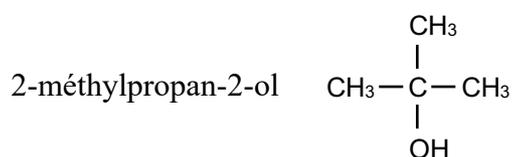
$$M(A) = 14n + 18 = 74 \text{ donc } n = 4$$



Butan-1-ol

2-méthylpropan-1-ol

Butan-2-ol


**8**

1. La masse molaire moléculaire de X est  $M = \frac{1600}{\%O} = \frac{1600}{21,62} = 74 \text{ g/mol}$

2. Formule brute de X :  $M(C_4H_{10}O) = 14n + 18$  donc  $n = \frac{74-18}{14} = 4$

 D'où la formule brute est  $C_4H_{10}O$ 
**9**

1. L'oxydation ménagée est une oxydation au cours de laquelle il y a conservation de la chaîne carbonée.

2.

Formule semi-développée	
1	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-C \\   \\ H \end{array}$
2	$CH_3-CH_2-CH_2-\underset{\begin{array}{c}    \\ O \end{array}}{C}-CH_3$
3	$\begin{array}{c} CH_3-CH-C-OH \\   \quad    \\ CH_3 \quad O \end{array}$

3.1 et 3.2

	Famille	Classe de l'alcool de provenance
1	Aldéhyde	1
2	Cétone	2
3	Acide carboxylique	1

4. Aldéhyde : oxydant en défaut

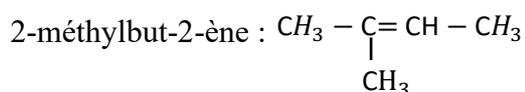
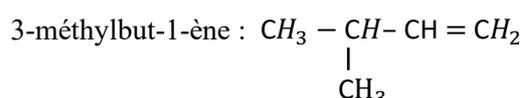
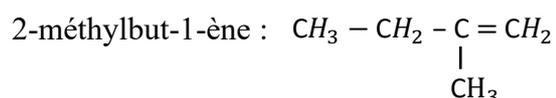
Cétone : oxydant en défaut ou en excès

Acide carboxylique : oxydant en excès..

**10**

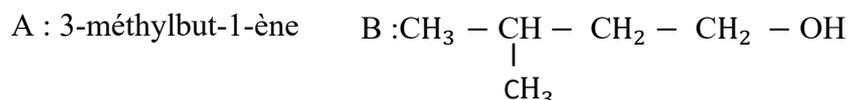
 1-1- Formule brute de A :  $14n = M(A)$  donc  $n = 5$ 


1-2- Formule semi-développée



2-1 Formule semi-développée

de B et A



2-2- Formule semi-développée et nom des composés

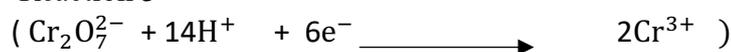
C : 3-méthylbutan-2-ol

D : 3-méthylbutanal

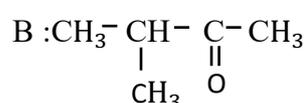
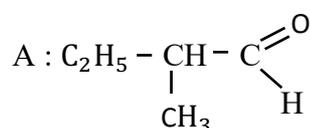
E : 3-méthylbutanone

F : acide 3-méthylbutanoïque.

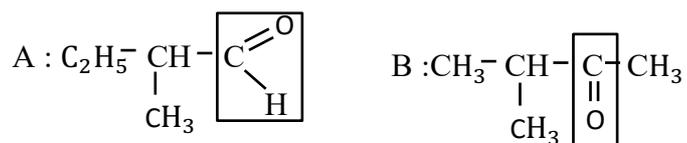
Réaction 3


**11**

1-formule semi-développée de A et B.

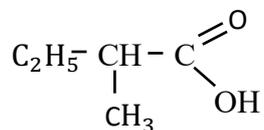


## 2-Encadrement des groupes

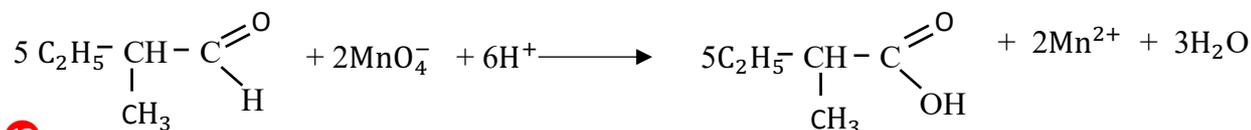
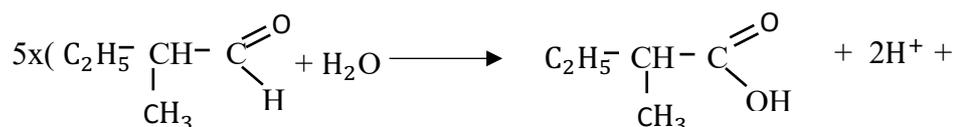


3-A est un aldéhyde et B est une cétone

4-1- acide carboxylique : acide 2-méthylbutanoïque.

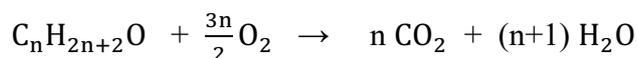


4-2- Equation-bilan de la réaction.



12

1-Equation bilan de la combustion



2-Formule brute de E.

D'après le bilan molaire :

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{n} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n+1}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_M} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10,8}{18} = 0,6 \text{ mol}$$

$$\frac{0,5}{n} = \frac{0,6}{n+1} \text{ donc } n=5$$

 La formule brute de E est : C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O

3-1- Identification de E.

L'hydratation du 3-méthylbut-1-ène donne deux composés :

- Le 3-méthylbutan-1-ol
- Et le 3-méthylbutan-2-ol (majoritaire)

Le composé E est le 3-méthylbutan-2-ol

## III- Situations d'évaluation

13

 1-Formule brute : C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O<sub>z</sub>

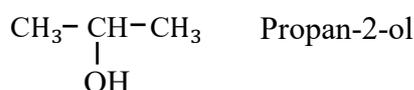
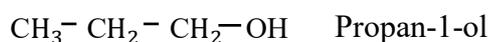
$$\text{On a : } \frac{\%C}{100} = \frac{x \cdot M(C)}{M(B)} = \frac{12x}{60} \Leftrightarrow 1200x = \%C \times 60 \Leftrightarrow x = \frac{60 \cdot \%C}{1200} = \frac{60 \times 60}{1200} \text{ donc } x = 3$$

$$\frac{\%H}{100} = \frac{Y \cdot M(H)}{M(B)} = \frac{Y}{60} \Leftrightarrow 100Y = \%H \times 60 \Leftrightarrow Y = \frac{60 \cdot \%H}{100} = \frac{60 \times 13,3}{100} \text{ donc } y = 8$$

$$12x + y + 16z = M(B) \Leftrightarrow z = \frac{M(B) - 12x - y}{16} = \frac{60 - 36 - 8}{16} = 1$$

 La formule brute est : C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O

2-Formules semi-développées et noms



14

1-X est un hydrocarbure.

2-1-Formule brute de X :

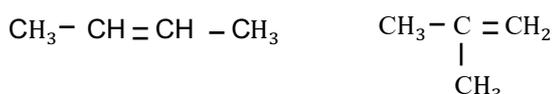
 soit C<sub>x</sub>H<sub>y</sub> la formule du composé X.

$$x = \frac{16 \times 85,7}{12 \times 100} = 4 \quad \text{et} \quad y = \frac{56 \times 14,3}{100} = 8$$

 La formule brute de X est : C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>

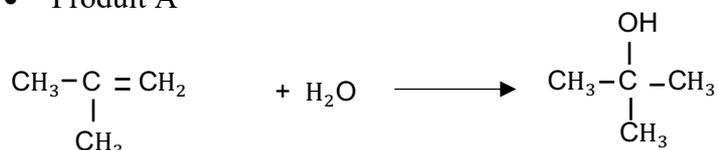
2-2. X est un alcène

2-3. Formule semi-développée de X :



3-1-Equation bilan des réactions chimiques qui conduisent aux produits A et B et leurs noms

- Produit A



- Produit B

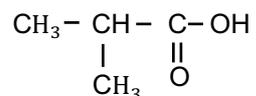


3-2- Noms de A et B

A : 2-méthylpropan-2-ol et B : 2-méthylpropan-1-ol.

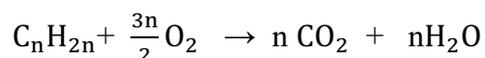
4-B' est un acide carboxylique.

acide 2-méthylpropanoïque.



15

1-Equation bilan de la combustion :

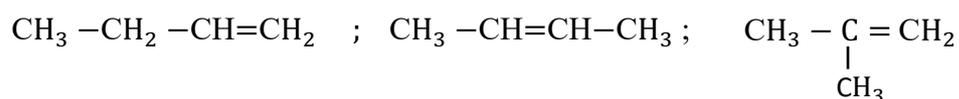


2-Détermination de (n)

Equation au bilan molaire :  $\frac{n(A)}{1} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{n} \Leftrightarrow 1 = \frac{4}{n}$  donc  $n = 4$

La formule brute de A est :  $\text{C}_4\text{H}_8$

3-Formules semi-développées possibles de A :



4-

4-1-B : But-2-ène

B' : butan-2-ol

4-2-C est une cétone : butanone.

## Leçon 2 : COMPOSÉS CARBONYLÉS : ALDÉHYDES ET CÉTONES

### Correction des exercices

#### I- Exercices de fixation /Application

1

Composé carbonyle	Aldéhyde	Cétone
méthanal ; butanone ; propanal ; 3-méthylhexan-2-one ; 1,2-diméthylpentanal ; 3-méthylhexanal ; 4-méthylhexan-5-one	méthanal ; propanal ; 1,2-diméthylpentanal ; 3-méthylhexanal	butanone ; 3-méthylhexan-2-one ; 4-méthylhexan-5-one

2

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

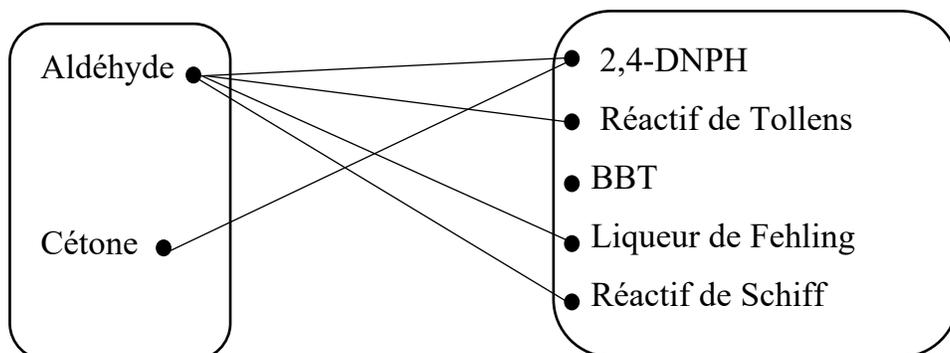
3

	Composé carbonyle	Aldéhyde
Tests d'identification	2,4-DNPH	2,4-DNPH Réactif de Schiff Liquueur de Fehling Réactif de Tollens

4

A	B
2,4-DNPH ①	a) Le papier pH rougit.
Réactif de Schiff ②	b) Miroir d'argent
Liquueur de Fehling ③	c) Précipité jaune orangé
Réactif de Tollens ④	d) Précipité rouge brique
	e) coloration rose violacée

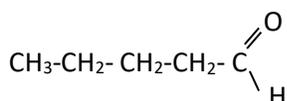
5



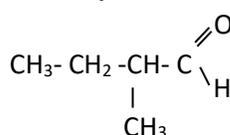
6

1. et 2. Formules semi-développées et noms des composés carbonylés non cyclique de formule brute C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O.

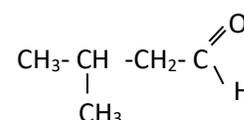
Pentanal



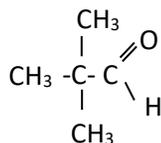
2-méthylbutanal



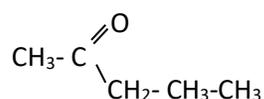
3-méthylbutanal



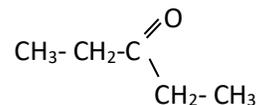
2,2-diméthylpropanal



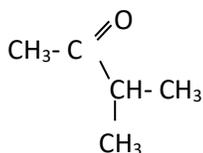
pentan-2-one



pentan-3-one



3-méthylbutan-2-one



3. Tests d'indentification.

Famille	Nom	Tests d'indentification
Aldéhyde	Pentanal ; 2-méthylbutanal ; 3-méthylbutanal ; 2,2-diméthylpropanal	2,4-DNPH Réactif de Schiff Liqueur de Fehling Réactif de Tollens
Cétone	pentan-2-one ; pentan-3-one ; 3-méthylbutan-2-one	2,4-DNPH

## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

7

1. Fonction chimique de A, B et C

A : Cétone

B : Acide carboxylique

C : Aldéhyde

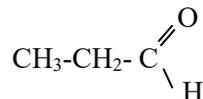
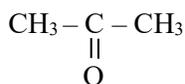


10

- $C_nH_{2n}O$
- Formule brute  
 $M(C_nH_{2n}O) = 14n + 16 = 58 \Rightarrow n = 3$  d'où la formule brute  $C_3H_8O$
- Formules semi-développées et les noms

X : propan-2-one

Y : propanal

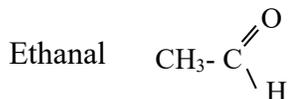


4.

	4.1	4.2	4.3
	2,4- D.N.P.H.	Liquor de Fehling	Ion diamine argent (I)
X	Précipité jaune orangé	Rien	Rien
Y	Précipité jaune orangé	Précipité rouge brique	Miroir d'argent
	X et Y sont des composés carbonylés	X est une cétone. Y est un aldéhyde.	X est une cétone. Y est un aldéhyde.

11

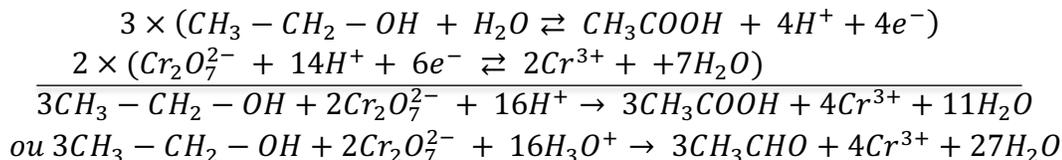
- A est un aldéhyde ou une cétone car il obéit à la formule brute générale des composés carbonylés  $C_nH_{2n}O$ .
- Les renseignements fournis par les réactions  
 A est un aldéhyde et B un alcool primaire
- Formule semi-développée et nom de A



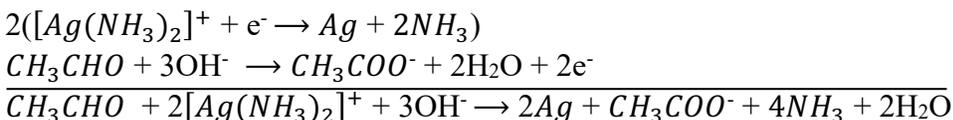
4.1. Formule semi-développée et nom de B



4.2. Oxydation de l'éthanol



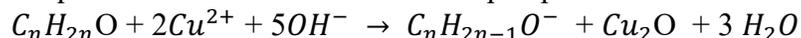
4.3. Equation-bilan de la réaction entre A et le nitrate d'argent ammoniacal



12

 1-Formule brute des aldéhydes :  $C_nH_{2n}O$ 

2-Equation-bilan de la réaction chimique qui a lieu :



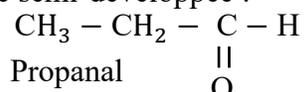
3-1-Masse molaire de l'aldéhyde

Équation au bilan molaire :

$$\frac{1,45}{M} = \frac{3,575}{143} = 0,025 \Rightarrow M = \frac{1,45}{0,025} \text{ donc } M = 58g.mol^{-1}$$

 3-2-Formule brute :  $14n + 16 = 58$  donc  $n = \frac{58-16}{14} = 3$  d'où la formule  $C_3H_6O$ 

4-formule semi-développée :



### III- Situations d'évaluation

13

1.

1.1.Composé carbonylé est un composé organique comportant un groupe carbonyle

 1.2. $C_nH_{2n}O$ 

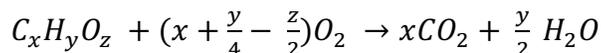
1.3. A est un aldéhyde et B une cétone

 1.4.  $z = 1$ 

2.

 2.1. $M_A = 12x + y + 16$ 

2.2.Equation bilan



3. Formule brute

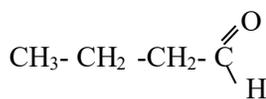
$$n_A = \frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}}$$

$$\bullet n_A = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow \frac{1}{M_A} = \frac{2m_2}{yM_{H_2O}} \Rightarrow \frac{1}{12x+y+16} = \frac{2}{18y} \Rightarrow 12x - 16y + 32 = 0$$

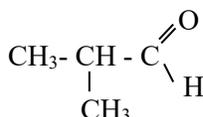
$$\bullet \frac{n_{CO_2}}{x} = \frac{n_{H_2O}}{\frac{y}{2}} \Rightarrow \frac{m_1}{xM_{CO_2}} = \frac{2m_2}{yM_{H_2O}} \Rightarrow \frac{2,45}{44x} = \frac{2}{18y} \Rightarrow 88x - 44,1y = 0$$

$$\bullet \begin{cases} 12x - 16y + 32 = 0 \\ 88x - 44,1y = 0 \end{cases} \Rightarrow x = 4 \text{ et } y = 8 \text{ d'où la formule brute } C_4H_8O$$

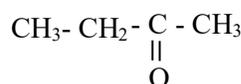
Formule semi-développée et nom des isomères



Butanal



2-méthylpropanal



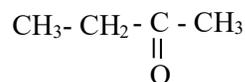
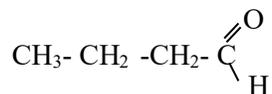
butan-2-one

4.

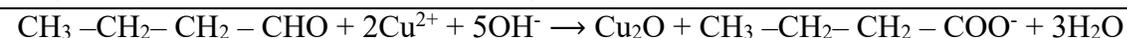
4.1. Formule semi-développée et le nom de A et B

A : Butanal

B : butan-2-one



4.2. Equation-bilan



14

1.

1.1. Formule générale

Alcène	Alcool	Aldéhyde	Cétone	Acide carboxylique
$\begin{array}{c} R_1 \quad R_3 \\ \diagdown \quad / \\ \text{C} = \text{C} \\ / \quad \diagdown \\ R_2 \quad R_4 \end{array}$	$\text{R} - \text{OH}$	$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{H}$	$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{R}'$	$\text{R} - \overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}} - \text{OH}$

1.2. L'oxydation ménagée conserve la chaîne carbonée

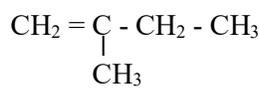
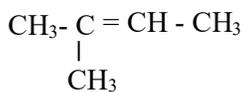
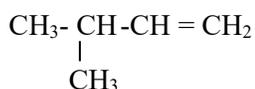
2. Formule brute

$$x = \frac{\%C \times M(A)}{1200} \Rightarrow x = \frac{85,7 \times 70}{1200} \Rightarrow x = 5$$

$$y = \frac{(100 - \%C) \times M(A)}{100} \Rightarrow y = \frac{(100 - 85,7) \times 70}{100} \Rightarrow y = 10$$

 D'où la formule brute C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>

Les isomères ramifiés



3-méthylbut-1-ène

2-méthylbut-2-ène

2-méthylbut-1-ène

3.

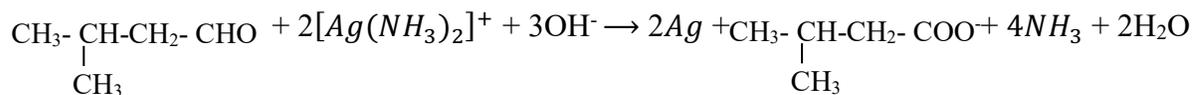
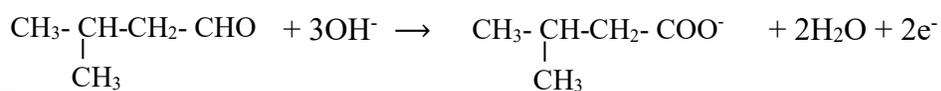
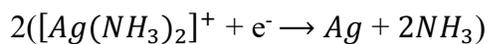
3.1. Fonction chimique

B et B' alcool ; C : aldéhyde ; D : cétone ; E : acide carboxylique

### 3.2. Formule semi-développée et nom

Composés	Formules semi-développée	Nom
A	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}=\text{CH}_2 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	3-méthylbut-1-ène
B	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH} \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	3-méthylbutan-1-ol
B'	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH-CH}_3 \\   \quad   \\ \text{CH}_3 \text{ OH} \end{array}$	3-méthylbutan-2-ol
C	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-C} \\   \quad \quad \quad // \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \quad \quad \text{O} \quad \text{H} \end{array}$	3-méthylbutanal
D	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-C-CH}_3 \\   \quad    \\ \text{CH}_3 \text{ O} \end{array}$	3-méthylbutan-2-one
E	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH-CH}_2\text{-C} \\   \quad \quad \quad // \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \quad \quad \text{O} \quad \text{OH} \end{array}$	Acide 3-méthylbutanoïque

### 4. Equation bilan



15

## 1.1. Tests spécifiques aux aldéhydes

Réactif de Schiff ; Liqueur de Fehling et Réactif de Tollens

## 1.2. Test commun aux aldéhydes et cétones: 2,4-DNPH

## 2. Formule brute

 Soit  $C_xH_yO_z$  la formule brute de B

$$x = \frac{(100 - \%H - \%O) \times M(B)}{1200} \Rightarrow x = \frac{(100 - 11,1 - 22) \times 72}{1200} \Rightarrow x = 4$$

$$y = \frac{\%H \times M(B)}{100} \Rightarrow y = \frac{11,1 \times 72}{100} \Rightarrow y = 8$$

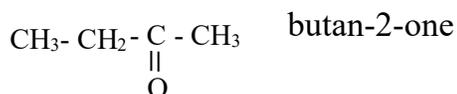
$$z = \frac{\%O \times M(B)}{1600} \Rightarrow z = \frac{22 \times 72}{1600} \Rightarrow z = 1$$

 D'où la formule brute  $C_4H_8O$ 

## 3. ..

3.1. B est une cétone

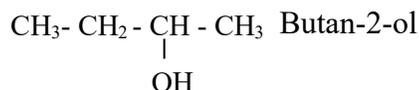
3.2. Formule semi- développée et le nom de B



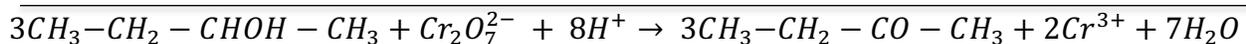
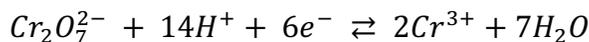
## 4.

4.1. X est alcool secondaire

4.2. Formule semi- développée et le nom de X



## 4.3. Equation bilan

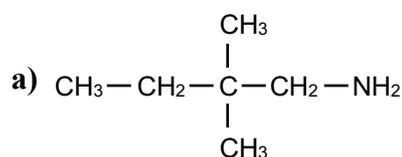


## Leçon 3 : LES AMINES

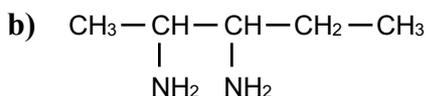
### Correction des exercices

#### I- Exercices de fixation/Application

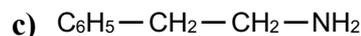
1



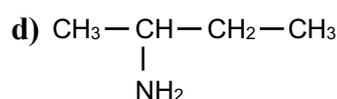
**Amine primaire**



**Amine primaire**



**Amine primaire**



**Amine primaire**

2

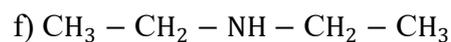
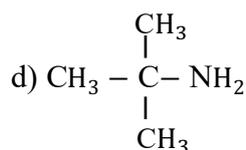
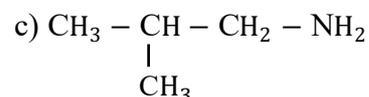
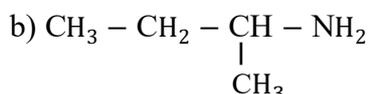
1-L'atome d'azote est lié à un seul atome de carbone :  $\text{R} - \text{NH}_2$

2-L'atome d'azote est lié à deux atomes de carbones :  $\text{R} - \text{NH} - \text{R}'$

3-L'atome d'azote est lié à trois atomes de carbones : 
$$\begin{array}{c} \text{R} - \text{N} - \text{R}' \\ | \\ \text{R}'' \end{array}$$

3

1-Formules semi-développées



2-3-Noms et classe

a) butan-1-amine (amine primaire)

b) butan-2-amine (amine primaire)

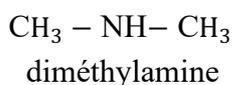
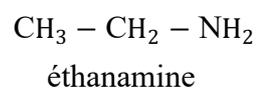
c) 2-méthylpropan-1-amine (amine primaire)

d) 2-méthylpropan-2-amine (amine primaire)

e) N-méthylpropanamine (amine secondaire)

f) diéthylamine (amine secondaire)

4



## Leçon 4 : ACIDES CARBOXYLIQUES ET DERIVES

### Correction des exercices

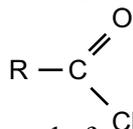
#### I- Exercices de fixation/Application

1

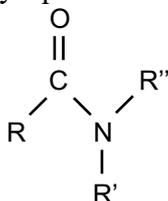
La réaction chimique entre un acide carboxylique et un alcool est une estérification directe qui est lente, limitée et athermique.

2

1- Un chlorure d'acyle un dérivé d'acide carboxylique de formule générale :



2- Une amide un dérivé d'acide carboxylique dont la formule générale est :



3- Une estérification directe est la réaction chimique lente, limitée et athermique qui se produit entre un acide carboxylique et un alcool.

3

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

La perte **d'une molécule** d'eau entre deux molécules **d'acides carboxyliques** permet d'obtenir **un anhydride d'acide**. Cette réaction chimique se fait par chauffage, en présence **d'un déshydratant** puissant tel que **décaoxyde de phosphore**.

La réaction entre un anhydride d'acide et **un alcool** conduit à la formation **d'un ester** : c'est une **estérification** indirecte.

4

Formule générale structurale	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} \\ \diagdown \\ \text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} - \text{O} - \text{C} - \text{O} - \text{R}' \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} - \text{O} - \text{R}' \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R} - \text{C} \\ \diagdown \\ \text{NH}_2 \end{array}$
Ester			X	
anhydride d'acide		X		
Amide				X
chlorure d'acyle	X			

5

1-F ; 2-V ; 3-F ; 4-V ; 5-V

**6**

- 1-Le composé obtenu est un amide  
 2- $\text{HCOCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{HCONH}_2 + \text{HCl}$

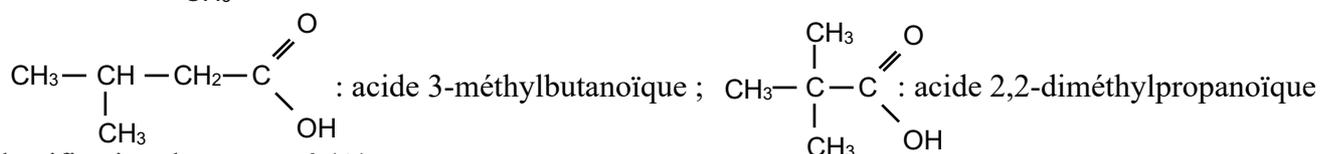
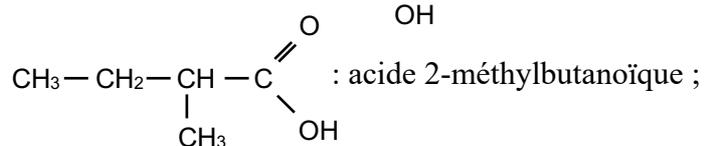
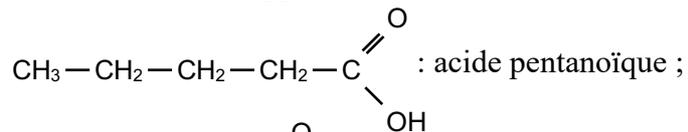
## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

**7**

1- Masse molaire.

$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$  soit  $12n+2n+32=102$  d'où  $n=5$ . On a donc  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$

2- Formule semi-développée de chacun de ses isomères et nomme-les.



3-Identification du composé (A).

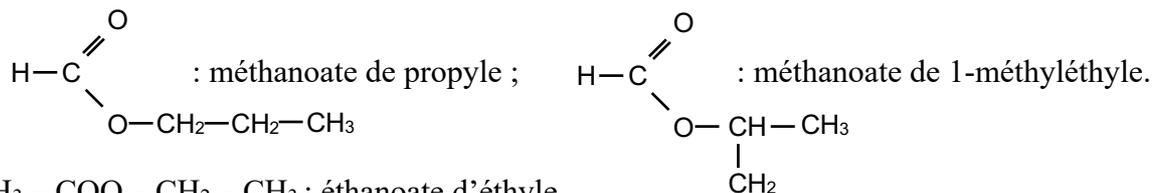
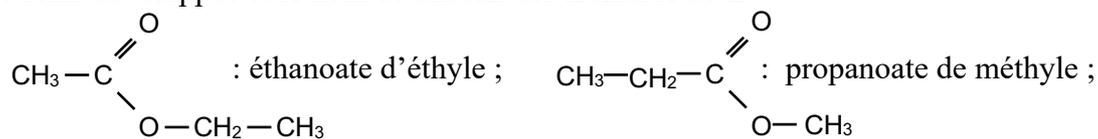
(A) est l'acide 2,2-diméthylpropanoïque

**8**

1-Cette réaction est une estérification directe.

Ses caractéristiques. Elle est lente, limitée et athermique.

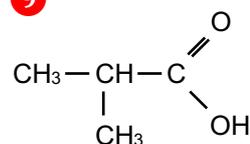
2-Formule semi-développée et le nom de chacun des isomères de E.



3- E est le  $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  : éthanoate d'éthyle

4- formule semi-développée de chacun des composés A et B.

A :  $\text{CH}_3-\text{COOH}$  : acide éthanoïque et B :  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$  : éthanol

**9**


1.1

- Avec le pentachlorure de phosphore, on obtient un chlorure d'acyle.
- Avec le décaoxyde de phosphore, on obtient un anhydride d'acide.
- Avec le butan-1-ol, on obtient un ester.

- Avec l'ammoniac, on obtient un amide.

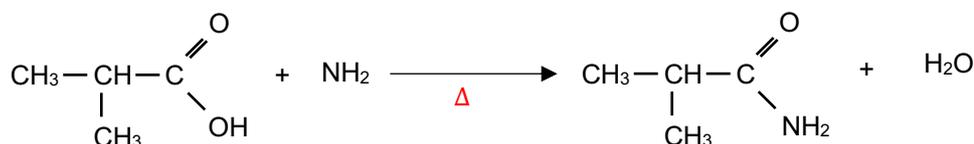
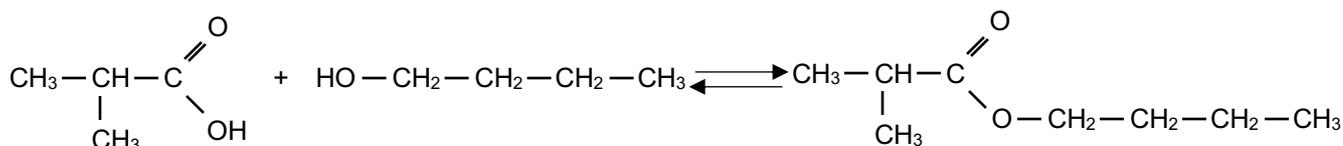
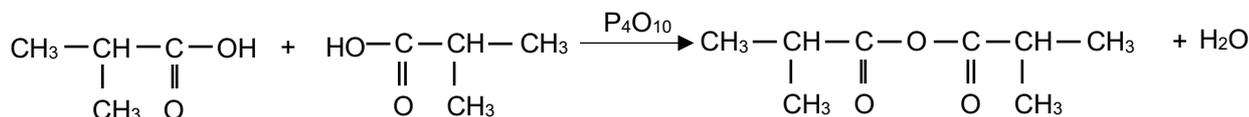
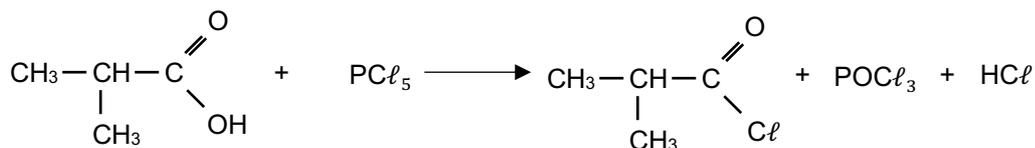
1.2

Le chlorure d'acyle :  $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{Cl}$  Chlorure de 2-méthylpropanoyle

L'anhydride d'acide :  $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$  anhydride 2-méthylpropanoïque

L'ester :  $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  L'amide :  $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$  2-méthylpropanamide

2.



10

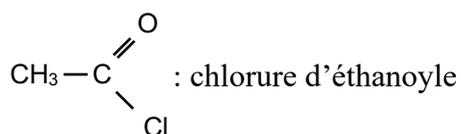
1-Donne :

1-1- Ce sont des chlorures d'acyle.

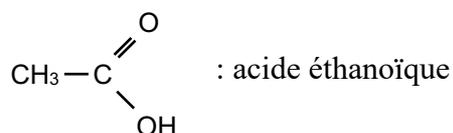
1-2- C'est la fonction chlorure d'acyle.

2-

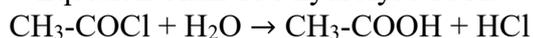
2-1- Formule semi-développée et le nom de A.



2-2- Formule semi-développée et le nom du composé organique dont dérive A.



3-Equation-bilan de l'hydrolyse de A.



**11**

1-Donne les fonctions chimiques :

1-1-composés organiques dont l'action sur un alcool permet d'obtenir un ester.

Acide carboxylique, chlorure d'acyle et anhydride d'acide

1-2-De A et B.

A est un alcool et B un anhydride d'acide

2-La réaction entre A et B n'est pas une estérification directe car il n'y a pas eu de formation d'eau.

3- Formules semi-développées de A et B et noms.

 A : CH<sub>3</sub>-OH : méthanol et B est l'anhydride éthanoïque
 
$$\text{CH}_3-\text{O}-\text{O}-\text{O}-\text{CH}_3$$

$$\begin{array}{c} \parallel \qquad \parallel \\ \text{O} \qquad \text{O} \end{array}$$
**12**

1- Fonctions chimiques de A et B.

A est un acide carboxylique et B est un chlorure d'acyle.

2-

2-1- Formules semi-développées de A, E et B et noms.

 A : CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-C  $\begin{array}{l} \parallel \text{O} \\ \backslash \text{OH} \end{array}$  : acide éthanoïque

 B : CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-C  $\begin{array}{l} \parallel \text{O} \\ \backslash \text{Cl} \end{array}$  : chlorure d'éthanoyle

 E : CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-C  $\begin{array}{l} \parallel \text{O} \\ \backslash \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$  : propanoate de méthyle

2-2- Equation-bilan de la réaction chimique permettant d'obtenir B à partir de A.



2-3-Equation-bilan de la réaction chimique permettant d'obtenir E à partir de B.

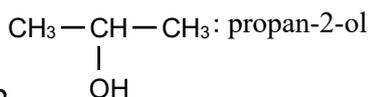


Cette réaction chimique est une estérification indirecte.

### III- Situations d'évaluation

**13**

1-Formule semi-développée et nom de A.



2-

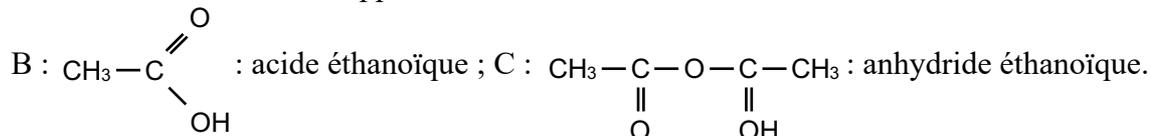
2-1-Formule brute de E.

 C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>O<sub>2</sub> soit 12n + 2n + 32 = 102 d'où n = 5. On a donc C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O<sub>2</sub>

2-2-Justifions que E est l'éthanoate de 1-méthyléthyle et écris sa formule semi-développée.

La molécule de E comporte cinq atomes de carbone et celle de l'alcool en a trois. Donc l'acide dont dérive cet ester en a deux. D'où l'éthanoate de 1-méthyléthyle.

2-3-Formules semi-développées et nom de B et de C



3- Equation-bilan de réaction entre B et A.



14

1- Montrons que la formule brute de A est C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>.

M = 2×2 + 4×1 + 2×16 = 60. Soit M = 60 g/mol.

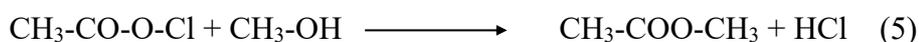
2- Formule semi-développée et nom.

CH<sub>3</sub>-COOH : acide éthanoïque

3-Formules semi-développées, noms et fonctions des composés organiques B, C, D et E.

Composé organique	Formule semi-développée	nom	fonction
B	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{NH}_2 \end{array}$	Ethanamide	Amide
C	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{array}$	Chlorure d'éthanoyle	Chlorure d'acyle
D	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \parallel \\ \text{O} \end{array}-\text{O}-\text{C} \begin{array}{l} \parallel \\ \text{O} \end{array}-\text{CH}_3$	Anhydride éthanoïque	Anhydride d'acide
E	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$	Ethanoate de méthyle	Ester

4- Equation-bilan de chacune des réactions (1) et (5).



(1) est une estérification directe qui est une réaction chimique lente, limitée et athermique tandis que (5) est une estérification indirecte qui est une réaction chimique rapide, totale et exothermique.

**15**

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

2-

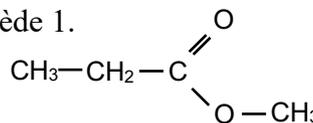
2-1- Formule brute de D.

On a C<sub>n</sub>H<sub>2n</sub>O<sub>2</sub> Soit 2n = 8 donc n = 4 d'où : C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>

2-2- Formules semi-développées et noms des composés organiques C et D.

B contient 3 atomes de carbone et D en a 4 ; donc l'alcool C en possède 1.

C'est le méthanol ; d'où le nom de D est le propanoate de méthyle :



3-

3-1-Formule semi-développée et nom de E.

CH<sub>3</sub>-CO-Cl: chlorure d'éthanoyle

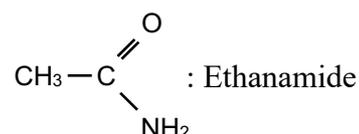
3-2-L'équation-bilan conduisant à sa formation.



4-

4-1- Les composés organiques susceptibles de former une amide en réagissant avec l'ammoniac sont B et D.

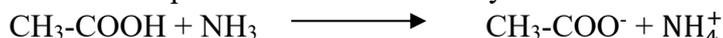
4-2-Formule semi-développée et nom de cet amide.



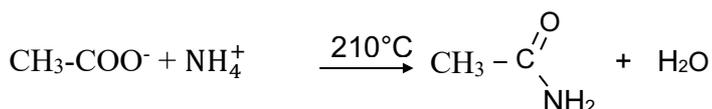
4-3-Equation-bilan de la réaction chimique entre B et l'ammoniac.

Cette réaction chimique se déroule en deux étapes :

Première étape : formation du carboxylate d'ammonium



Deuxième étape : Déshydratation du carboxylate d'ammonium par chauffage.


**16**

1- Fonction chimique de A.

A est un acide carboxylique.

2- Quantité de matière de chlorure d'hydrogène formé et celle de A.

L'équation-bilan de l'hydrolyse de B.



$n(\text{HCl}) = C.V$  soit  $n(\text{HCl}) = 1 \times 0,020 \text{ L}$ .  **$n(\text{HCl}) = 0,02 \text{ mol}$**

Celle de A.

La quantité de matière de A : suivant l'équation bilan on a :  **$n(\text{A}) = 0,02 \text{ mol}$**

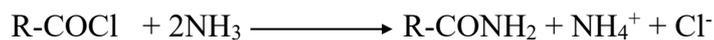
La masse molaire de A :  $M(\text{A}) = \frac{m_1}{n(\text{A})}$  avec  $m_1 = \frac{m_A}{2}$ .

$M(\text{A}) = \frac{296}{0,02}$  ;  $M(\text{A}) = 74 \text{ g/mol}$

3-Equation-bilan de la réaction entre B et l'ammoniac.

La fonction chimique de D.

D est un amide



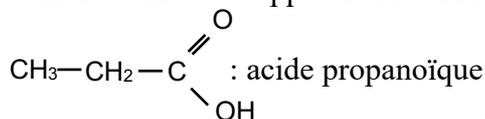
4- Vérification de la même valeur  $M_A$ .

On a :  $C_nH_{2n+1}CONH_2$  soit  $M_D = 12n + 2n + 1 + 12 + 16 + 14 + 2 = 73$  soit  $n = 2$ .

Pour A :  $C_nH_{2n+1}COOH$  on aura  $C_2H_5COOH$ . Soit  $M_A = 12 \times 2 + 5 + 12 + 16 \times 2 + 1$

$M_A = 74$  g/mol

Formule semi-développée de A et son nom.



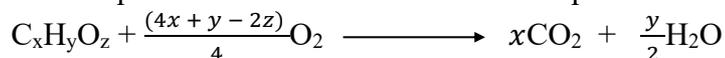
17

1-

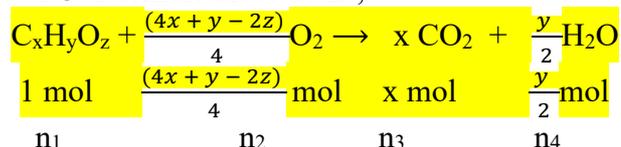
1-1-Nom de la réaction inverse de l'hydrolyse d'un ester.

La réaction inverse de l'hydrolyse d'un ester et l'estérification directe.

1-2-Equation-bilan de la combustion complète de B.



1-3- Formule brute de B ;



$$n_3 = \frac{m_3}{44} = \frac{88}{44} = 2 \text{ mol} \quad \text{et} \quad n_4 = \frac{m_4}{18} = \frac{45}{18} = 2,5 \text{ mol}$$

$$\frac{n_3}{x} = \frac{n_1}{1} \quad \text{d'où} \quad x = 4$$

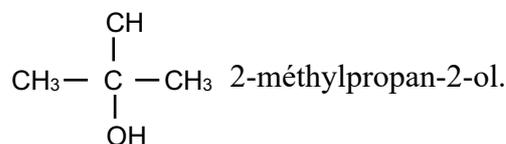
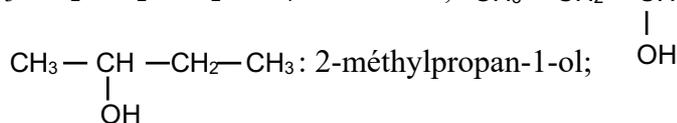
$$\text{Et } y = \frac{2n_4}{n_1}. \quad \text{Soit } y = \frac{2 \times 2,5}{0,5} \quad \text{D'où } y = 10$$

$$\frac{(4x + y - 2z)}{4n_2} = \frac{1}{n_1} \quad \text{soit } z = \frac{(4x + y - 2z)}{4} = 6. \quad \text{D'où } z = 1$$

La formule brute de B est :  $C_4H_{10}O$

1-4-Formules semi-développées des isomères de B et leurs noms

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ ; butan-1-ol ;  $CH_3-CH_2-\overset{\overset{OH}{|}}{CH}-CH_3$  : butan-2-ol



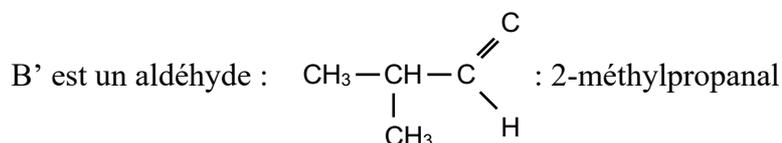
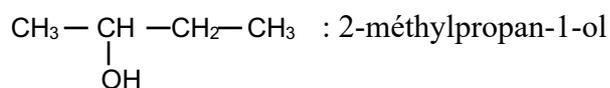
2-

2-1-Fonction chimique de B'.

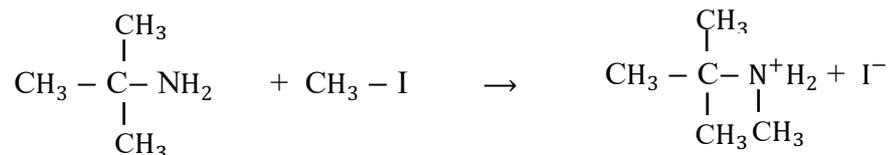
B' est un aldéhyde

2-2-Formules semi-développées et noms de B et B'.

B est un alcool primaire à chaîne carbonée ramifiée :



5



6

- 1- Il s'agit d'une amine.
- 2- C'est une amine tertiaire.
- 3- C'est la N-éthyl, N-méthyléthanamine.

## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

7

1- Formule brute générale d'une amine primaire :  $C_xH_{2x+3}N$

2- Formule brute de l'amine :

$$\frac{M}{100} = \frac{14}{\%N} \Rightarrow \frac{12x+2x+3+14}{100} = \frac{14}{23,7} \text{ soit } \frac{14x+17}{100} = \frac{14}{23,7} \text{ d'où } x = 3 \text{ donc la formule brute est : } C_3H_9N$$

3- Formules semi-développées et noms

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$  : Propan-1-amine

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{CH}_3$  : propan-2-amine

$\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  : N-méthyléthanamine

$\text{CH}_3 - \text{NH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_3$  : triméthylamine

4- Identification de B

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{CH}_3$  : propan-2-amine

8

1- Formule brute en fonction de n :  $C_nH_{2n+3}N$ .

% en masse d'azote en fonction de n

$$\frac{M}{100} = \frac{14}{\%N} \Rightarrow \text{or } M = 14n + 17 \text{ soit } \%N = \frac{14}{14n+17}$$

2-1-Formule brute

$$\%N = \frac{m(N)}{m(\text{amine})} \times 100 = \frac{2,9}{15} \times 100 \text{ soit } \%N = 19,33 \%$$

$$\%N = \frac{14}{14n+17} = 19,33 \text{ donc } 14n + 17 = \frac{1400}{19,33}. \text{ Soit } n = 4. \text{ Formule brute : } C_4H_{11}N$$

2-2-Formules semi-développées et noms des isomères

CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>2</sub> - CH<sub>2</sub> - NH<sub>2</sub> : butan-1-amine

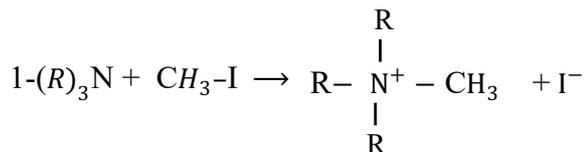
CH<sub>3</sub> - CH<sub>2</sub> - CH(NH<sub>2</sub>) - CH<sub>3</sub> : butan-2-amine

CH<sub>3</sub> - CH(CH<sub>3</sub>) - CH<sub>2</sub> - NH<sub>2</sub> : 2-méthylpropan-1-amine

2-méthylpropan-2-amine

$$\begin{array}{c} \text{NH}_2 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

9



2-Selon l'équation bilan de la réaction

$$n_1 = (\text{amine}) = n_2 = n(CH_3I) = \frac{7,1}{141,9} = 0,05 \text{ mol}$$

(R) a pour formule brute : C<sub>n</sub>H<sub>2n+1</sub>

Soit M la masse molaire de (R)<sub>3</sub>N. On a : M = 3 × (14n + 1) + 14 = 42n + 17.

Soit m la masse de (R)<sub>3</sub>N. On a : m = n<sub>1</sub> × M = 0,05 × (42n + 17) donc 2,1n + 0,85 = 2,95 soit n = 1.

La formule semi-développée est la suivante : (CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>N. Nom : triméthylamine.

10

$$1. C_6H_5 - C_nH_{2n+3}N \leftrightarrow C_{n+6}H_{2n+8}N$$

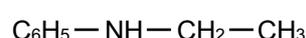
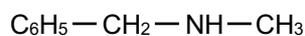
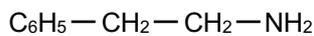
Expression de x et y en fonction du nombre n d'atomes de carbone ne faisant pas partie du cycle.

$$x = n \text{ et } y = 2n$$

2. 2.1 Détermination de n

$$\frac{M(C_{n+6}H_{2n+8}N)}{100} = \frac{M(N)}{\%N} \quad \frac{14n+94}{100} = \frac{14}{11,47} \quad n = 2$$

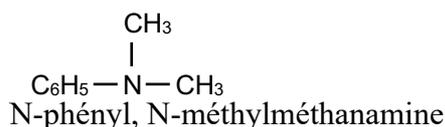
D'où la formule : C<sub>6</sub>H<sub>5</sub> - C<sub>2</sub>H<sub>7</sub>N



2-phényléthylamine

N-méthylbenzylamine

N-phényléthylamine



11

1- Masse molaire :  $\frac{14}{19\%} = \frac{M}{100} \Rightarrow M = \frac{1400}{19} \Rightarrow M = 73,68 \text{ g/mol}$ .

2- Formule brute du composé

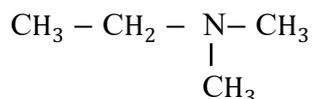
$$\frac{12x}{66\%} = \frac{73,68}{100} \Rightarrow x = \frac{66 \times 0,7368}{12} = 4$$

$$\frac{y}{15\%} = \frac{73,68}{100} \Rightarrow y = 15 \times 0,7368 = 11,05 = 11$$

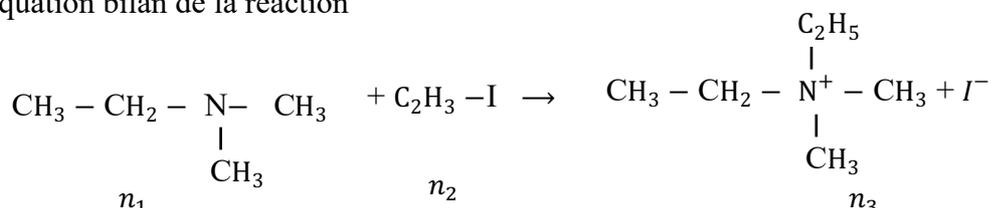
La formule brute est :  $C_4H_{11}N$ .

3-Formule semi-développée et nom

N, N-diméthyléthanamine.



4-Equation bilan de la réaction



$$n_1 = \frac{0,73}{73,68} = 0,01 \text{ mol} ;$$

Selon l'équation-bilan :  $n_1 = n_2 = n_3 = 0,01 \text{ mol}$ .

Soit  $m$  la masse du produit :  $m = n_3 \times M = 0,01 \times 229,48 \Rightarrow m = 2,29 \text{ g}$ .

### III- Situations d'évaluation

12

$$1 - M(C_nH_{2n+3}N) = 14n + 17 \Rightarrow n = 4$$

Formule brute :  $C_4H_{11}N$

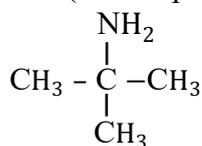
2. Formules semi-développées possibles et classes des amines

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$  : butan-1-amine (Amine primaire)

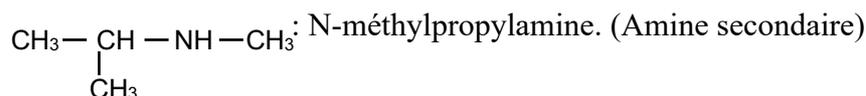
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}(\text{NH}_2) - \text{CH}_3$  : butan-2-amine (Amine primaire)

$\text{CH}_3 - \text{CH}(\text{CH}_3) - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$  : 2-méthylpropan-1-amine (Amine primaire)

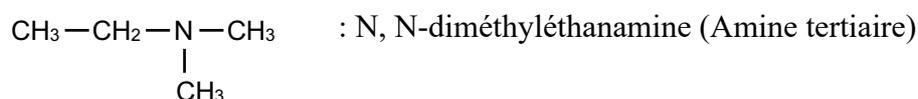
2-méthylpropan-2-amine (Amine primaire)



$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$  : N-méthylpropanamine. (Amine secondaire)



$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$  : N-éthyléthanamine (Amine secondaire)



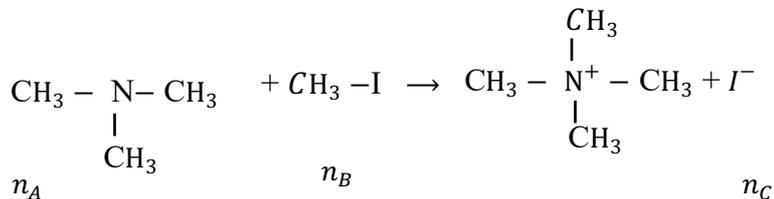
3-V = 1 L

$$C_b = \frac{m}{M \times V}; C_b \cdot V_1 = C_a \cdot V_a \text{ ou } C_b = \frac{m V_1}{M \times V} = C_a \cdot V_a \text{ donc } m = \frac{C_a V_a M \times V}{V_1} = 7,48 \text{ g.}$$

**13**

1- Les amines ont un caractère nucléophile du fait de l'atome d'azote qui est capable de fixer un proton.

2- Equation-bilan de la réaction



3-Nom : iodure de triméthylammonium.

4-Calcul du rendement :

$$M_A = (3 \times 12 + 9) + 14 = 59 \text{ g/mol}$$

$$n_A = \frac{m_A}{M_A} = \frac{25}{59} = 0,423 \text{ mol}$$

$$M_C = 4 \times 12 + 12 + 14 + 127 = 201 \text{ g/mol}$$

$$M_B = 1 \times 12 + 3 + 127 = 142 \text{ g/mol}$$

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{50}{201} = 0,248 \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{m_B}{M_B} = \frac{31,24}{142} = 0,22 \text{ mol}$$

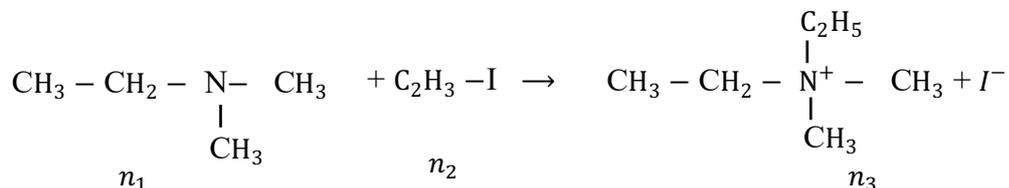
$$r = \frac{n_C}{n_A} = \frac{0,248}{0,423} \text{ donc } r = 58 \%$$

**14**

1-Caractère nucléophile.

Le doublet d'électrons non liant sur l'atome d'azote confère aux amines un caractère nucléophile leur permettant d'attirer des centres positifs.

2-Equation-bilan de la réaction



3-Nom : iodure de méthyle et de triéthylammonium.

4-Rendement :

$$M_1 = 3 \times (2 \times 12 + 5) + 14 = 101 \text{ g/mol}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{25}{101} = 0,25 \text{ mol}$$

$$M_2 = 3 \times (2 \times 12 + 5) + 12 + 3 + 127 = 243 \text{ g/mol}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{50}{243} = 0,21 \text{ mol}$$

$$r = \frac{n_2}{n_1} = \frac{0,21}{0,25} \text{ soit } r = 84 \%$$

## Leçon 5 : FABRICATION D'UN SAVON

### Correction des exercices

#### I- Exercices de fixation/Application

1

Huile ; viande et œuf.

2

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

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

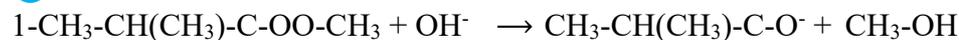
3

1-c ; 2-d ; 3-b et 4-a.

4

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

5



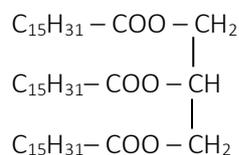
2- Différences entre la réaction de saponification et de l'hydrolyse d'ester :

- La réaction de saponification est l'hydrolyse basique d'un ester.  
Elle est totale tandis l'hydrolyse de l'ester est limitée.
- La saponification conduit à un ion carboxylate et à un alcool alors que de l'hydrolyse d'ester donne un acide carboxylique et à un alcool.

6

1-Formule du triglycéride formé à partir de l'acide hexanoïque.

L'acide hexanoïque est la palmitine.



Palmitine

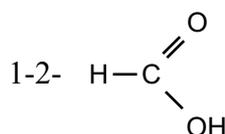
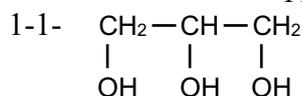
2- Noms et formules des produits de la saponification avec la potasse.

Savon mou :  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COO}^-$ ,  $\text{K}^+$  et le glycérol :  $\text{CH}_2(\text{OH}) - \text{CH}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH})$

II- Exercices de renforcement/Approfondissement

7

1-Formule semi-développée :



2- Nom de cet acide carboxylique.

Acide méthanoïque

8

1-Définition des termes.

Hydrophile qui aime l'eau.

Hydrophobe qui n'aime pas l'eau.

2-

2-1-hydrophobe :  $\text{C}_{17}\text{H}_{33}-$

2-2-hydrophile :  $-\text{COO}^-$

3-La base utilisée est de la potasse donc ce savon est mou.

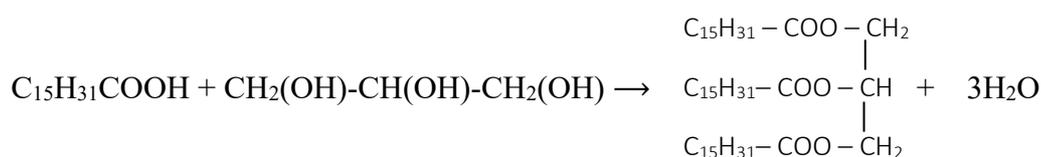
9

1- Il appartient à la famille des triesters ou triglycérides.

2- Formule semi-développée de l'acide palmitique.

Acide palmitique :  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$

3-Equation-bilan de la réaction entre l'acide palmitique et le glycérol et nomme-la.



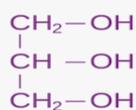
4-Estérification

Palmitine

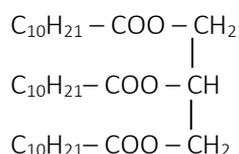
10

1-Un triglycéride est un ester de glycérol contenant trois acides gras.

2-1- Tronc commun à tous les triglycérides de glycérol et le glycérol de formule semi-développée



2-2-Formule semi-développée du triester du glycérol obtenu à partir de l'acide décanoïque.



3-Masse molaire de ce triglycéride.

$M = 36 \times 12 + 68 \times 1 + 6 \times 16$  soit  $M = 596 \text{ g/mol}$

11

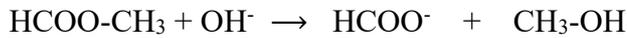
1-

1-1-Le méthanoate de méthyle est un ester.

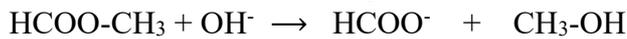
1-2-La réaction chimique qui se déroule est une saponification.

2-

2-1-Equation-bilan de cette réaction.



2-2- Masse de chacun des produits en fin de réaction.



$$n_1 = \frac{90}{60} = 1,5 \text{ mol} = n_1 = n_4$$

$$\text{On a : } m_3 = 0,15 \times (12 \times 1 + 1 + 32) = 66 \text{ g et } m_4 = 0,15 \times (12 \times 1 + 4 + 16) = 48 \text{ g}$$

12

1-Formule brute de chacun de ces acides et noms.

Pour A<sub>1</sub> :

$$\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2 : 12n + 2n + 2 \times 16 = 284 \text{ soit } n = 18$$

D'où C<sub>18</sub>H<sub>36</sub>O<sub>2</sub>

Pour A<sub>2</sub>

Dans 100 g on a 12,5 g d'oxygène.

$$\text{Dans M on a 32 g d'oxygène ; soit } M = \frac{3200}{12,5}. \text{ D'où } M = 256 \text{ g/mol}$$

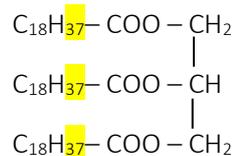
Par analogie n = 16 Soit C<sub>16</sub>H<sub>32</sub>O<sub>2</sub>

2- Nom de chacun des acides

A<sub>1</sub> : C<sub>18</sub>H<sub>36</sub>O<sub>2</sub> :

A<sub>2</sub> : C<sub>16</sub>H<sub>32</sub>O<sub>2</sub> : Acide hexadécannique ou acide palmitique

3- Formule semi-développée du triester obtenu par réaction entre A<sub>1</sub> et le glycérol.



3-

3-1-Nom et formule de cette espèce chimique.

Cette espèce chimique l'hydroxyde de potassium ou la potasse de formule KOH.

3-2-Ce produit usuel est le savon. Formule : C<sub>18</sub>H<sub>37</sub> - COOK

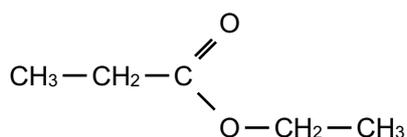
### III- Situations d'évaluation

13

1- Formules semi-développées et noms de A et E.

Pour E :

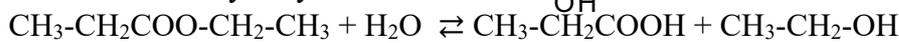
$$12n + 2n + 2 \times 16 = 102. \text{ Soit } n = 5.$$



: propanoate d'éthyle.

Pour acide carboxylique A :  $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}$  : acide propanoïque.

2- Equation-bilan de l'hydrolyse de E



3-

3-1-Quantité de matière d'acide formée.

On a :  $C_A V_A = C_B V_B = n_A$  soit  $n_A = 1 \times 16,5 \cdot 10^{-3} = 0,0165 \text{ mol}$

3-2-Celle de l'ester hydrolysé.

Suivant l'équation bilan  $n_B = n_A = 0,0165 \text{ mol}$

3-3-Pourcentage d'ester hydrolysé

Soit %E ce pourcentage

Nombre de mole initial d'ester :  $n_i$

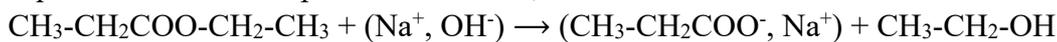
$$n_i = \frac{5,1}{102} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\%E = 100 \times \frac{0,016}{0,05} = 33\% ; \quad \%E = 33\%$$

33% d'ester hydrolysé indique que l'équilibre chimique est atteint

4- Masse minimale d'hydroxyde utilisé.

Equation bilan de la saponification de E ;



Suivant l'équation bilan on a  $n_{\text{NaOH}} = n = 0,05 \text{ mol}$

$$m(\text{NaOH}) = 0,05 \times (23 + 16 + 1) \text{ soit } \mathbf{m(\text{NaOH}) = 2 \text{ g}}$$

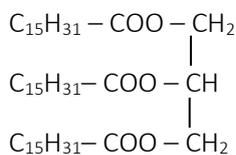
14

1-

1-1-Rôle de l'éthanol dans le mélange réactionnel.

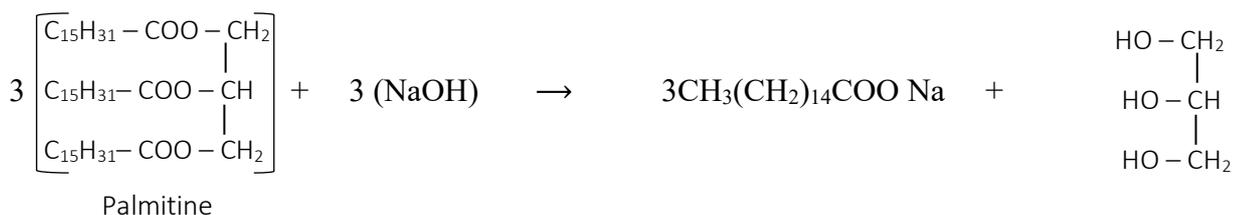
L'huile et la solution de soude n'étant pas miscibles, on ajoute l'éthanol pour homogénéiser le mélange.

1-2-Formule semi-développée de la palmitine, triester du glycérol obtenu à partir de l'acide palmitique.



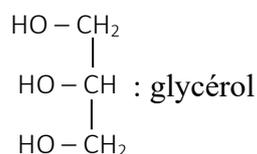
Palmitine

2- Equation-bilan de la réaction de saponification de la palmitine par la soude en excès.



3- Noms les produits formés.

$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COONa}$  : palmitate de sodium et



4- Quantité de matière de palmitine utilisée.

Soit  $m$  la masse de palmitine contenue dans 200kg d'huile.

$$m = 200 \times \frac{47}{100} \text{ soit } m = 94 \text{ kg}$$

La quantité de matière  $n$  est :  $n = \frac{94}{352} = 0,27 \text{ mol}$

Masse obtenue de Savon.

Suivant l'équation bilan on la quantité de matière de savon qui est  $n' = 0,267 \text{ mol}$ .

La masse de savon est :  $m' = 0,267 \times (16 \times 12 + 31 + 32 + 23) = 7,4 \text{ kg}$

La masse de savon obtenu est égale **7,4 kg**.

**15**

1-

1-1- Nom de la réaction chimique qui a lieu entre l'acide butanoïque et le glycérol.

C'est une réaction d'estérification.

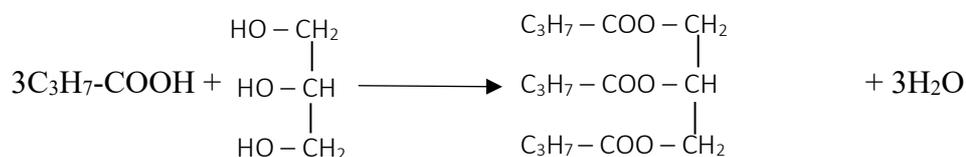
2-2-Noms de cette réaction chimique et des produits formés.

Cette réaction chimique est une saponification

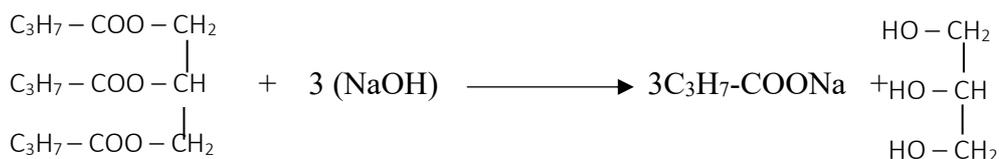
$\text{C}_3\text{H}_7\text{-COONa}$  : butanoate de sodium et le glycérol.

2-

2-1-Equation-bilan de la réaction.



2-2-Equation bilan de la réaction entre la Butyrine et la soude.



Butyrine

3-Rendement de cette réaction et commente le résultat.

Soit  $n$  la quantité de matière théorique de butanoate de sodium  $n'$ , celle expérimentale.

$n_1$  la quantité de matière théorique de la butyrine et  $m_1$  sa masse théorique.

Selon l'équation bilan on a :  $n = 3n_1 = \frac{3m_1}{M_1}$

$$n_1 = \frac{10}{302} = 0,033 \text{ mol soit } n = 3 \times 0,033 = 0,099 \text{ mol}$$

$$\text{On a } n' = \frac{m'}{M'} = \frac{8,3}{110} = 0,075 \text{ mol}$$

Rendement  $r$  :

$$r = \frac{n'}{n_1} = \frac{0,075}{0,099} = 0,7575 \text{ Soit } r = 75,75\%$$

## Leçon 6 : ACIDES $\alpha$ -AMINES

### Correction des exercices

#### I- Exercices de fixation/Application

1

La liaison peptidique, caractérisée par le groupe amide, se forme par condensation entre le groupe carboxylique d'un acide  $\alpha$ -aminé et le groupe amine d'un autre acide  $\alpha$ -aminé.

2

- Une solution aqueuse d'acide  $\alpha$ -aminé, obtenue par dissolution de celui-ci dans l'eau pure, contient principalement le zwitterion.

- Une protéine est une molécule formée par l'enchaînement d'acides  $\alpha$ -aminés reliés entre eux par une liaison peptidique.

3

1-b ; 2-c ; 3-a

4

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

5

	Contient au moins une liaison peptidique	Positif au test de Biuret	Contient la fonction acide carboxylique et la fonction amine
Acide $\alpha$ -aminé			x
Dipeptide	x		x
Polypeptide	x	x	x
Protéine	x	x	x

6

-Hydrolyse de la liaison peptidique :

L'hydrolyse des peptides, qui consiste à la coupure de la liaison peptidique ;

-La réaction de Biuret :

Elle permet de caractériser la liaison peptidique présente dans au moins un tripeptide.

#### II- Exercices de renforcement/Approfondissement

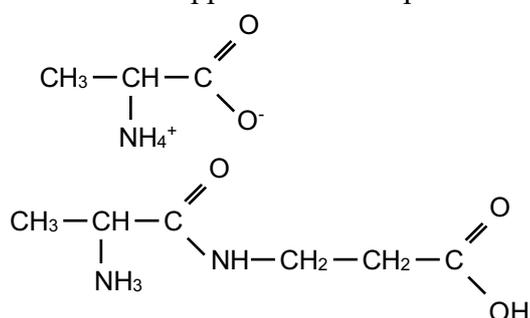
7

1-Fonction chimique et nom officiel de B.

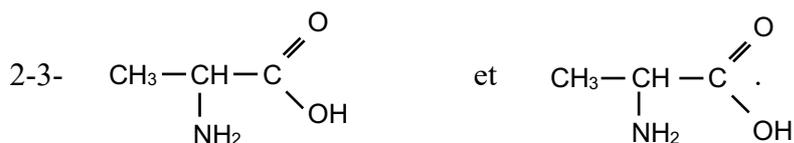
B est un acide  $\alpha$ -aminé. Son nom est : Acide 2-aminopropanoïque.

2-Formules semi-développées du ou des produits obtenus dans chacun des cas ci-dessous :

2-1-



2-2-

 et H<sub>2</sub>O.

**8**

Gly-Ala-Val-Ala ou Gly-Val-Ala-Ala

**9**

1-P est un dipeptide.

 2- H<sub>2</sub>N-CH (CH<sub>3</sub>)-COOH et H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>-COOH.

 3-P': H<sub>2</sub>N-CH<sub>2</sub>-CO-NH-CH (CH<sub>3</sub>)-COOH.

**10**

1-

- ✓ L'hydrolyse complète du glutathion montre qu'il est constitué par condensation des trois composés : glycine, la cystéine et l'acide glutamique.
- ✓ Les hydrolyses partielles de P et P' indiquent que ces deux dipeptides contiennent la cystéine : la cystéine est soit entre la glycine et l'acide glutamique soit entre l'acide glutamique et la glycine.
- ✓ La glycine est l'acide C-terminal : la fonction acide de la glycine est en bout de molécule et la fonction amine de l'acide glutamique en début de molécule.

2- Glu-Cys-Gly.

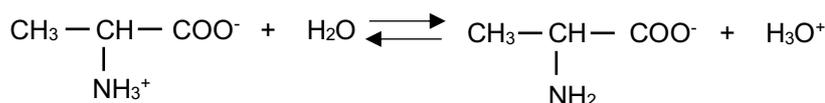
**11**

1- Acide 2-aminopropanoïque. Il comporte deux fonctions chimiques : la fonction acide carboxylique et la fonction amine.

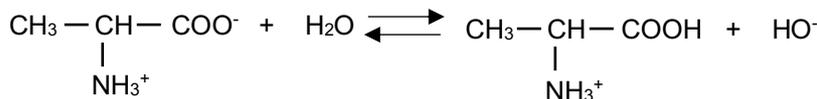
 2- CH<sub>3</sub>-CH(NH<sub>3</sub><sup>+</sup>)-COO<sup>-</sup>.

3-

- Caractère acide

 L'Amphion est susceptible de libérer un proton de par son groupe -NH<sub>3</sub><sup>+</sup>; c'est un acide.


- Caractère basique

 L'Amphion peut capter un proton : par son groupe -COO<sup>-</sup>; c'est une base.

 4-CH<sub>3</sub>-CH (NH<sub>3</sub><sup>+</sup>)-COOH/ CH<sub>3</sub>-CH (NH<sub>3</sub><sup>+</sup>)-COO<sup>-</sup>: pK<sub>A1</sub> = 2, 2

 CH<sub>3</sub>-CH (NH<sub>3</sub><sup>+</sup>)-COO<sup>-</sup>/ CH<sub>3</sub>-CH (NH<sub>2</sub>)-COO<sup>-</sup>: pK<sub>A2</sub> = 9, 8.

**12**

1-

- a) CH<sub>3</sub>-CO-NH<sub>2</sub> : Ethanamide ; Amide.
- b) CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-NH<sub>2</sub> : Propylamide ; Amide.
- c) CH<sub>3</sub>-CH(NH<sub>2</sub>)-COOH : Acide 2-aminopropanoïque; Acide α-aminé.

d)  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  : Acide éthanique ; Acide carboxylique

2- b) et d) ou b) et c) ou c) et d) ou c) et c)

3-Equation-bilan de cette réaction.

c) et c) :  $2\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-CO-NH-CH}(\text{CH}_3)\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

b) et c) :  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2 + \text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-CO-NH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

b) et d) :  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-NH}_2 + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CO-NH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

c) et d) :  $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CO-NH-CH}(\text{CH}_3)\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O}$

### III- Situations d'évaluation

13

1-

1-1-Un acide  $\alpha$ -aminé est un composé organique qui comporte une fonction acide carboxylique et une fonction amine liées au même atome de carbone.

1-2- Une réaction de condensation est une réaction d'élimination d'une molécule d'eau entre deux molécules d'acides  $\alpha$ -aminés.

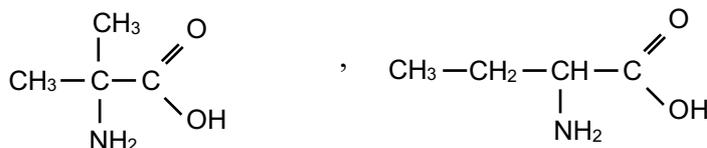
2-

On a :  $2M_A = M + M_{\text{Eau}}$  soit  $M_A = M + M_{\text{Eau}}/2 = 103$

Formule semi-développée de A.

$14n + 1 + 12 + 1 + 14 + 2 + 12 + 32 + 1 = 103$  soit  $n = 2$  d'où sa formule brute :  $\text{C}_4\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$

3-1 Formules semi-développées



3-2 Nom systématique : acide 2-amino-2-méthylpropanoïque.

14

1-

1-1- Une protéine est constituée de peptides formés à partir d'acides  $\alpha$ -aminés.

1-2- Dans la molécule thréonine, il y a les fonctions chimiques acide carboxylique, amine et alcool.

$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$  : le carbone  $\alpha$  est celui portant à la fois les fonctions chimiques acide carboxylique et amine.

2- La thréonine et l'alanine appartiennent à la famille des acides  $\alpha$ -aminés car leurs molécules comportent les fonctions chimiques acide carboxylique et amine situées sur le même carbone appelé carbone  $\alpha$ .

3-

3-1 Le groupe caractéristique formé lors de la réaction de condensation, au niveau de la liaison peptidique est le groupe amide.

3-2 Le nombre de dipeptides différents contenus dans le mélange équimolaire est quatre.

4- Représentation de ces dipeptides en utilisant les abréviations des deux acides  $\alpha$ -aminés : Thr-Ala ; Ala-Thr ; Thr-Thr et Ala-Ala.

15

1-

1-1-Famille chimique de A et B

A et B sont des acides  $\alpha$ -aminés

1-2-Nom systématique de A.

Nom systématique de A : acide 2-amino-3-méthylbutanoïque.

1-3-Nom de la réaction qui se déroule entre A et B.

La réaction qui se déroule entre A et B est une réaction de condensation.

1-4-Nature du composé D et de la liaison spécifique qu'il renferme.

D est un dipeptide qui renferme une liaison peptidique.

2-3-Masse molaire de B, sa formule semi-développée et son nom.

On a :  $M_A + M_B = M_D + M_{Eau}$  soit  $M_B = M_D + M_{Eau} - M_A$  soit  $M_B = 174 + 18 - 117$

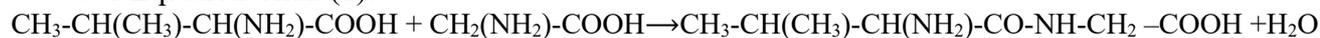
D'où  $M_B = 75 \text{ g/mol}$ .

On a :  $M_B = 14n + 1 + 24 + 32 + 14 + 4 = 75$  Soit  $14n = 0$  ;  $n = 0$ .

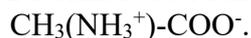
Donc R est un atome d'hydrogène. D'où B:  $\text{CH}_2(\text{NH}_2)\text{-COOH}$ : acide 2-aminoéthanoïque.

3-

3-1 Equation-bilan (1):



3-2-Formule de l'ion dipolaire que donne la dissolution de B en milieu neutre.



4- Cet ion est un zwitterion car il est à la fois cation et anion. (ion bipolaire)

Il a un caractère amphotère (acide et base) car par  $\text{-COO}^-$ , il peut capter un ion  $\text{H}^+$  et par  $\text{-NH}_3^+$ , il est susceptible de libérer un proton  $\text{H}^+$ .

## Leçon 7 : SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES - NOTION DE pH

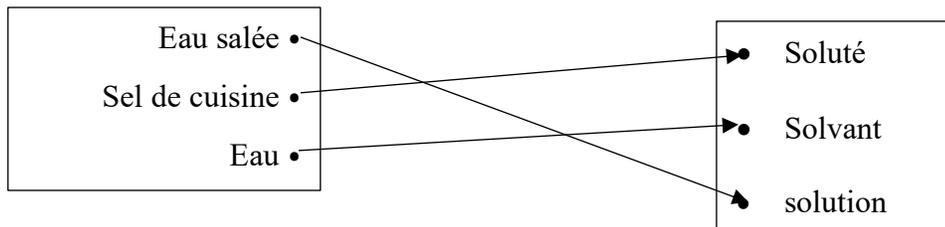
### Corrigés des exercices

#### I- Exercices de fixation/Application

1

1-Solvatation ; 2-dispersion ; 3- dispersant ; 4- ionisation

2



3

La concentration molaire volumique d'une espèce chimique dans une solution est le quotient de la quantité de matière de cette espèce chimique par le volume de la solution

4

1.c    2.c

5

Cette solution à cette température est    b) basique.

6

Concentration de la solution diluée :  $C_2 = 0,125 \text{ mol.L}^{-1}$ .

7

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (en mol/L)	$2 \cdot 10^{-2}$	$3,16 \cdot 10^{-12}$	$6,31 \cdot 10^{-5}$
pH	1,7	11,5	4,2
$[\text{OH}^-]$ (en mol/L)	$5 \cdot 10^{-13}$	$3,16 \cdot 10^{-3}$	$1,58 \cdot 10^{-10}$

#### II- Exercices de renforcement/Approfondissement

8

1- Volume de gaz :  $C = \frac{V_g}{V \cdot V_M}$ ,  $V_g = C \cdot V \cdot V_M$  d'où  $V_g = 0,72 \text{ L}$

2.1- La solution est basique

2.2-  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$  d'où  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

**9**

1- Equations de dissolution



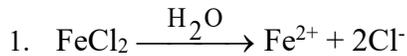
2- Concentrations molaires volumiques des ions

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 1,87 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 5,62 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2,7 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

 3-  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,4$ 
**10**


2. Équation d'électroneutralité de la solution (ENS) :

$$2 \times [\text{Fe}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{Fe}^{2+}] = \frac{[\text{Cl}^-]}{2} \text{ donc } [\text{Fe}^{2+}] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

 3.1. La concentration de la solution est :  $C = [\text{Fe}^{2+}] = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ 

 3.2. La masse est :  $m = C.M.V$  ;  $m = 0,635 \text{ g}$ .

**11**

1. Quantité de matière de chaque ion :

$$n(\text{Na}^+) = C_1 V_1 + 2C_2 V_2 + \frac{m}{M} = 0,18 \text{ mol}$$

$$n(\text{NO}_3^-) = C_1 V_1 = 0,006 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}^-) = \frac{m}{M} = 0,17 \text{ mol}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = C_2 V_2 + 3C_3 V_3 = 0,0039 \text{ mol}$$

$$n(\text{Al}^{3+}) = 2C_3 V_3 = 0,001 \text{ mol}$$

 2. Concentrations molaires :  $[\text{X}] = \frac{n(\text{X})}{V_T}$  avec  $V_T = V_1 + V_2 + V_3 + V_e = 190 \text{ mL}$ 

$$[\text{Na}^+] = 0,95 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_3^-] = 0,03 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = 0,89 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = 0,005 \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Vérification de l'électroneutralité

$$[\text{Na}^+] + 3[\text{Al}^{3+}] = 0,965 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] = 0,96 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] + 3[\text{Al}^{3+}] = [\text{NO}_3^-] + [\text{Cl}^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] \quad : \text{ l'électroneutralité est vérifiée.}$$

**12**

1. Volume à prélever :  $V_0 = \frac{c_1 V_1}{c_0}$  d'où  $V_0 = 2 \text{ mL}$

2.

2.1. Concentration molaire  $C_2$  :  $C_2 = \frac{c'_1 V'_1}{V_T}$   $C_2 = \frac{10^{-2} \times 25}{500}$   $C_2 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2.2. Concentrations des espèces chimiques dans  $S_2$

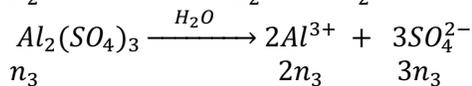
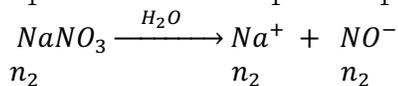
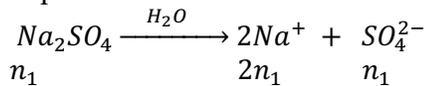
$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = C_2 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.3. pH de la solution  $S_2$ :  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$   $\text{pH} = 10,7$

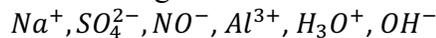
### III- Situations d'évaluation

**13**

1. Équations-bilans de dissolution des composés dans l'eau.



2. Ions présents dans le mélange.



3. Concentration molaire volumique de chaque ion.

$$n(\text{Na}^+) = n_1 + 3n_3 = C_1 V_1 + 3C_3 V_3$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{2C_1 V_1 + C_2 V_2}{V} \quad [\text{Na}^+] = \frac{2 \times 0,15 \times 100 + 0,12 \times 200}{500} = 0,108 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{C_1 V_1 + 3C_3 V_3}{V} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{0,15 \times 100 + 0,0025 \times 10}{500} = 0,03 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}^-] = \frac{C_2 V_2}{V} \quad [\text{NO}^-] = \frac{0,12 \times 200}{500} = 0,048 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Al}^{3+}] = \frac{2C_3 V_3}{V} \quad [\text{Al}^{3+}] = \frac{2 \times 0,0025 \times 10}{500} = 0,0001 \text{ mol/L}$$

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

$$[\text{Na}^+] + 3[\text{Al}^{3+}] = 0,1083 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NO}^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] = 0,108 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] + 3[\text{Al}^{3+}] = [\text{NO}^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}]$$

**14**

1. Quantité de matière :  $n_0 = \frac{a_e \times d \times V \times \%}{M}$  d'où  $n_0 = 11,51 \text{ mol}$

2.1-Concentration  $C_0 = \frac{n_0}{V}$  d'où  $C_0 = 11,51 \text{ mol.L}^{-1}$

2.2 Volume à prélever  $C_0 V_0 = C' V'$  d'où  $V_0 = \frac{C' \cdot V'}{C_0}$  d'où  $V_0 = 50 \text{ mL}$

2.3- Taux de dilution  $K = \frac{C_0}{C'}$  d'où  $K = 10$

2.4 Mode opératoire :

- Prélève 50 mL de la solution initiale avec une pipette de 50 mL
- Introduis dans une fiole jaugée de 500mL
- Ajoute de l'eau distillée à l'aide d'une pissette jusqu'au trait de jauge.
- Remue pour homogénéiser.

15

1- Masse  $m_0$  de NaOH :  $m_0 = C_0 M V \longrightarrow m_0 = 2 \text{ g}$

2-

2.1. Ions dans  $S_1$  :  $\text{Na}^+$  ;  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_0 \cdot V_0 + C_1 \cdot V_1}{V_t} ; \quad [\text{Na}^+] = 0,773 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_t} ; \quad [\text{Cl}^-] = 0,769 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_t} ; \quad [\text{OH}^-] = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} ; \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2 Le pH de  $S_1$  est  $\text{pH}_1 = 11,58$

3- Équation de précipitation :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$

4- Volume  $V_2$  : le bilan molaire de l'équation donne :  $2[\text{OH}^-] \cdot V_2 = \frac{m}{M}$ .  
 $V_2 = 0,013 \text{ L}$ .

## Leçon 8 : ACIDES FORTS - BASES FORTES

### Corrigés des exercices

#### I- Exercices de fixation/Application

1

Le **chlorure d'hydrogène** est un gaz. Sa **dissolution** donne la solution d'acide chlorhydrique. Cette solution est **acide** car elle fait virer le BBT en jaune. La mesure du pH d'une solution d'acide chlorhydrique a donné  $\text{pH} = 2$ , la concentration de cette solution est donc  $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  pour la même concentration, une solution d'hydroxyde de sodium aurait un  $\text{pH} = 12$ .

2

1. F ; 2.F ; 3.V ; 4.V ; 5.F ; 6.V

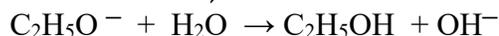
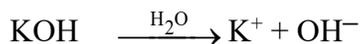
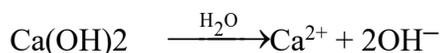
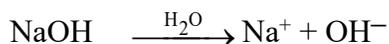
3

Les bonnes réponses sont : 1. c ; 2. a

4

1- Valeurs des pH. On applique la relation  $\text{pH}_i = -\log C_i$  :  $\text{pH}_1 = 1,7$  ;  $\text{pH}_2 = 2,3$  ;  $\text{pH}_3 = 4,3$ .  
 2- Classification :  $S_3$  moins acide que  $S_2$  et  $S_2$  moins acide que  $S_1$ .

5



6

Concentration de la solution :  $C = 10^{(\text{pH}-14)} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

#### II- Exercices de renforcement/Approfondissement

7

1-  $\text{pH} = -\log C = 3$  donc l'acide nitrique est un acide fort.

2- Equation d'ionisation :  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

3- Concentrations des espèces chimiques

Inventaire des espèces chimiques

Ions :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$  et  $\text{NO}_3^-$

Molécule :  $\text{H}_2\text{O}$ .

$$* \text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$* \text{Electroneutralité: } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{NO}_3^-]$$

$$\Rightarrow [\text{NO}_3^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \approx 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

**8**

- 1- Concentration en ion  $\text{OH}^-$  :  $[\text{OH}^-] = 25 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 2-  $\text{pH} = 14 + \log C$  ;  $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 13,4$
- 3- Equation-bilan de la dissolution :  $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$
- 4- Inventaire des espèces : ions :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{K}^+$ , molécule :  $\text{H}_2\text{O}$ .

Concentrations molaires volumiques :

$$\text{pH} = 13,4 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,910 \cdot 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1} ; [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} ; [\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} ;$$

$$[\text{K}^+] = \frac{C \cdot V}{V} \text{ soit } [\text{K}^+] = 2,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} .$$

**9**

NaOH base forte.

- 1-
  - 1.1  $\text{pH} = 14 + \log[\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 11,4$
  - 1.2  $C = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 2- Inventaire des espèces :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{K}^+$  ;  $\text{Na}^+$  ;  $\text{H}_2\text{O}$ .
- 3- Calcul des concentrations

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2} \quad [\text{Na}^+] = \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \times 20}{50} = 9,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} \quad [\text{K}^+] = \frac{10^{-2} \times 30}{50} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} \quad [\text{OH}^-] = \frac{2,4 \cdot 10^{-3} \times 20 + 10^{-2} \times 30}{50} = 6,96 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{6,96 \cdot 10^{-3}} = 1,4 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 4-  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 11,8$

**10**

1. Formation d'un précipité blanc qui noircit à la lumière à l'ajout du nitrate d'argent pour  $\text{Cl}^-$ .  
Virage du BBT au jaune pour  $\text{H}_3\text{O}^+$
2.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .
3.  $\text{pH} = 3$
4. Volume d'eau à ajouter  $C_1 V_1 = C_2 V_2 \rightarrow V_e = 10V_1 - V_1 \Rightarrow V_e = 450 \text{ mL d'eau}$ .

**11**

$$1.1 \ C = 10^{\text{pH}-14} \Rightarrow C = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$1.2 \ \text{Masse à peser : } m = C_b \times V \times M \implies m = 4 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 4 \text{ mg.}$$

2. Mode opératoire

- Peser 4 mg de soude sur la balance.
- Introduire dans la fiole de 1000 mL
- Ajouter de l'eau distillée à l'aide d'une pissette pour dissoudre les pastilles de soude.

- Homogénéiser en rémuant.
- Ajuster à 1000 mL en ajoutant l'eau.

**12**

1. pH de chaque solution avant le mélange

 Solution d'acide nitrique, acide fort :  $C_a = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   $\text{pH} = -\log C_a = 2$ .

 Solution d'hydroxyde de sodium, base forte :  $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   $\text{pH} = 14 + \log C_b = 12,7$ 

2. Concentrations molaires volumiques des espèces dans le mélange

 Espèces chimiques dans le mélange :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

 Avant le mélange :  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a V_a = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$  et  $n(\text{OH}^-) = C_b V_b = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ 

 Après le mélange :  $n_r(\text{OH}^-) = C_b V_b - C_a V_a = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ 

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_b V_b + C_a V_a}{V_a + V_b} \quad [\text{OH}^-] = \frac{3 \cdot 10^{-4}}{30 \cdot 10^{-3}} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-]} = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} \quad [\text{K}^+] = \frac{5 \cdot 10^{-4}}{30 \cdot 10^{-3}} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

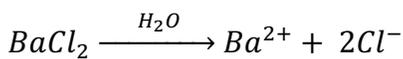
$$[\text{NO}_3^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} \quad [\text{NO}_3^-] = \frac{2 \cdot 10^{-4}}{30 \cdot 10^{-3}} = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. pH du mélange.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 12.$$

**13**

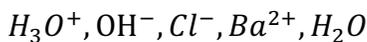
1. Equations



2. Concentration de S en chlorure de baryum

$$C = \frac{n(\text{BaCl}_2)}{V} = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{V \cdot M(\text{BaCl}_2)} \quad C = \frac{2,09}{0,1 \times (137,3 + 2 \times 35,5)} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Espèces chimiques dans S



$$4. [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{V_1}{V_m \cdot V} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,125}{25 \times 0,1} = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{V_1 + 2 \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2)}}{V} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{0,125 + 2 \frac{2,09}{208,3}}{0,1} = 0,251 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2 \cdot 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

5. Vérification de l'électroneutralité.

$$\Sigma[C^+] = 2. [Ba^{2+}] + [H_3O^+] = 0,25 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\Sigma[A^-] = [Cl^-] = 0,251 \text{ mol. L}^{-1}$$

On a bien :  $\Sigma[C^+] = \Sigma[A^-]$

### III- Situations d'évaluation

14

1.

1.1-  $C_o = \frac{a \times \%}{M}$        $C_o = 12 \text{ mol. L}^{-1}$

1.2- Volume à prélever  $V_o = 2,5 \text{ mL}$

1.3- Volume d'eau à ajouter  $V_e = 497,5 \text{ mL}$

2. Voir mode opératoire de la dilution

3.  $pH = -\log C_a$        $pH = 1,2$

4. Parce que  $C_o \gg 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$  n'appartient pas au domaine de validité de la relation.

15

1. Nom du précipité : chlorure d'argent

2.



Le bilan molaire donne :  $C_1 V_1 = \frac{m}{M(AgCl)} \Rightarrow C_1 = 0,05 \text{ mol. L}^{-1}$

2.2- Quantité d'ions  $H_3O^+$  :  $n(H_3O^+) = 10^{-pH} \times (V_1 + V_2) \Rightarrow n(H_3O^+) = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$

2.3- Concentration  $C_2$  :  $n(H_3O^+) = C_1 V_1 + C_2 V_2 \Rightarrow C_2 = 0,09 \text{ mol. L}^{-1}$

2.4- Le pH est :  $pH = -\log C_2 \Rightarrow pH = 1,04.$

3.

3.1- Concentration de la solution d'hydroxyde de sodium :  $C_b = 10^{(pH-14)} = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$

3.2- Quantité de  $(OH^-)$   $n(OH^-) = C_b V_b = 10^{-3} \text{ mol}$  .

4 .  $n(H_3O^+) > n(OH^-)$ . Le mélange 3 est acide.

16



2- Deux expériences :

- Les ions  $Na^+$  colorent une flamme en jaune au test à la flamme.

- Les ions  $OH^-$  font virer au bleu le BBT.

3- Le pH de la solution  $S_1$   $pH = 14 + \log C_b$  or  $C_b = \frac{m}{MV}$  ;  $pH = 11,7$

4- Volume d'eau à ajouter.

$V_e = V_f - V_i = 100 - 20 \Rightarrow V_e = 80 \text{ mL}$

## Leçon 9 : ACIDE FAIBLE - BASE FAIBLE

### Corrigés des exercices

#### I- Exercices de fixation/Application

1

- Un acide est dit faible, si sa réaction avec l'eau n'est pas totale (la réaction est partielle).
- Une base faible est une base dont la réaction avec l'eau n'est pas totale. La réaction d'une base faible avec l'eau est donc partielle.

2

- Exemples d'acides faibles : NH<sub>4</sub>Cl chlorure ammonium ; HCOOH acide méthanoïque.
- Exemples de bases faibles : NH<sub>3</sub> ammoniac ; HCOO<sup>-</sup> ion méthanoate.

3

La bonne réponse est : c)  $\alpha = \frac{[NH_4^+]}{c}$

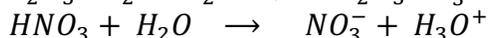
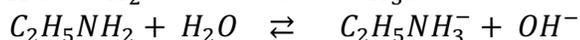
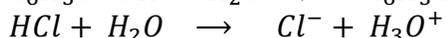
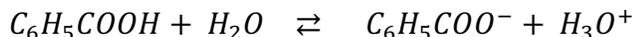
4

La réponse correcte est c.

5

N°	Affirmations	V	F
1	Un acide faible s'ionise totalement dans l'eau.	X	
2	Le pH d'une solution d'acide faible est plus grand que le pH d'une solution d'acide fort de même concentration.	X	
3	La dilution au dixième d'une solution de base faible diminue le pH d'une unité.		X
5	Les chlorures d'acyle RCOCl sont des acides faibles.		X
6	Les amines sont des bases faibles.	X	

6



7

1.a ; 2.a ; 3.b ; 4.a

## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

8

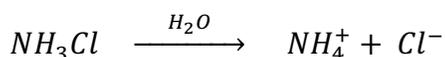
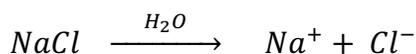
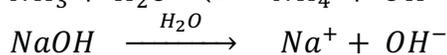
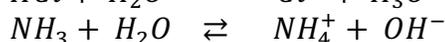
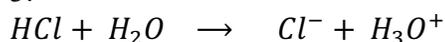
1-

N° du bécher	1	2	3	4	5
pH	2	10,6	12	7	5,6
Solution	C (HCl)	E (NH <sub>3</sub> )	B (NaOH)	A (NaCl)	D (NH <sub>4</sub> Cl)

 2. Justifications : acide fort  $\text{pH} = -\log C_a$  ; base forte  $\text{pH} = 14 + \log C_b$ 

 Acide faible  $\text{pH} > \text{pH}$  acide fort de même concentration.

3.



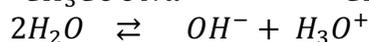
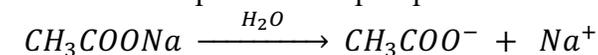
9

1. Montrons l'éthanoate de sodium est une base faible

 Justification : Si l'éthanoate de sodium est une base forte, on aurait :  $\text{pH} = 14 + \log C$  soit  $\text{pH} = 13$ .

 Or  $\text{pH} = 8,9$ . Donc l'éthanoate de sodium est une base faible.

2. Bilan des espèces chimiques présentes dans cette solution


 Les espèces chimiques présentes dans la solution sont :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ;  $\text{Na}^+$  ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ;  $\text{H}_2\text{O}$ .

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

$$[\text{OH}^-] = 7,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{E.N.S : } [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] \approx [\text{Na}^+] \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Conservation de la quantité de matière : } [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}] = C$$

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

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = -[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-] \approx [\text{OH}^-] \text{ car } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = 7,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

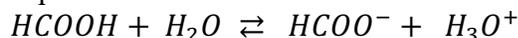
4. Coefficient de transformation des ions éthanoate en acide éthanoïque.

$$\beta = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C} \quad \beta = 7,9 \cdot 10^{-5}$$

10

 1-  $\text{pH} \neq -\log C_a$ 

2- Equation



3- Espèces chimiques présentes



4- Concentrations molaires volumiques :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCOO}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}; [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}-14} = 10^{-11,1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} \text{ et } [\text{HCOOH}] = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}.$$

11

 1- Montrons que  $\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_a}$ 

Pour un acide AH de concentration  $C_a$  qui s'ionise en  $A^-$ , on a :  $\alpha = \frac{[A^-]}{C_a}$ . Or d'après l'équation de l'électroneutralité  $[A^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+]$  avec  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ , on trouve la relation demandée.

2- Voir tableau le tableau

$C_a$ (mol/L)	$10^{-1}$	$10^{-2}$	$10^{-3}$	$10^{-4}$
pH	2,9	3,4	3,9	4,4
$\alpha = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_a}$	0,012	0,04	0,12	0,39

 3- Comparaison :  $\alpha_1 < \alpha_2 < \alpha_3 < \alpha_4$ 

4- La dilution favorise l'ionisation de l'acide éthanoïque.

12

 1- Équation-bilan :  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$ 

 2.1- Inventaire des espèces en solution :  $\text{H}_3\text{O}^+; \text{OH}^-; \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+; \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$ .

- Calcul des concentrations :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$  et  $[\text{OH}^-] = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Electroneutralité de la solution :  $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \approx [\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Conservation de la matière :  $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = C_b - [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 10^{-2} - 2 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

 2.2- le coefficient  $\alpha$  :  $\alpha = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{C_b} \implies \alpha = 20 \%$ 

3.

 3.1-La nouvelle concentration :  $CV = C'V' \implies C' = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ 

 3.2. Le nouveau coefficient  $\alpha'$  de réaction est  $\alpha' = 63\%$ .

3.3. La dilution favorise l'ionisation.

13

**Enoncé**

Une solution d'acide monochloroéthanóique de concentration  $C_1$  et une solution d'acide éthanóique de concentration molaire  $C_2$  ont le même pH à 25°C.

Données :  $C_1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ;  $C_2 = 0,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; pH = 2,7.

1- Fais le bilan des espèces chimiques présentes dans chaque solution.

2- Calcule :

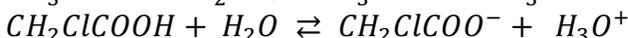
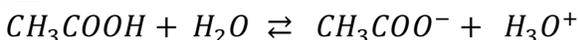
2-1 les concentrations des espèces chimiques dans chaque solution ;

2-2 les coefficients d'ionisation  $\alpha$  de chaque **acide**.

3-Déduis-en l'acide le plus ionisé.

1-

Équations :



Inventaire des espèces dans la solution d'acide monochloroéthanóique :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$ ,  $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

Inventaire des espèces dans la solution d'acide éthanóique :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$

2.

2.1 pH = 2,7.

Concentrations molaires volumiques :

- Solution d'acide monochloroéthanóique :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ; \quad [\text{OH}^-] = 10^{2,7-14} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Electroneutralité de la solution : } [\text{OH}^-] + [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = C_1 - [\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = 5 \cdot 10^{-3} - 3,2 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Solution d'acide éthanóique :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ; \quad [\text{OH}^-] = 10^{2,7-14} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{Electroneutralité de la solution : } [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = C_2 - [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,25 - 3,2 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,47 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

2.2

Coefficient d'ionisation de l'acide monochloroéthanóique

$$\alpha_1 = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]}{C_1} ; \quad \alpha_1 = \frac{3,2 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-3}} ; \quad \alpha_1 = 0,64 = 64 \%$$

Coefficient d'ionisation de l'acide éthanóique

$$\alpha_2 = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_2} ; \quad \alpha_2 = \frac{3,2 \cdot 10^{-3}}{0,25} ; \quad \alpha_2 = 0,013 = 1,3 \%$$

3. Plus le coefficient d'ionisation est grand, plus l'acide faible est ionisé.  
L'acide monochloroéthanoïque est plus ionisé que l'acide éthanoïque.

2- Les coefficients d'ionisation :  $\alpha_1 = 39,9\%$  et  $\alpha_2 = 0,8\%$

3- L'acide monochloroéthanoïque est plus ionisé que l'acide éthanoïque.

14

1.1.  $\text{pH} = 14 + \log C_b \neq 8,4 \Rightarrow$  base faible.

1.2.  $\text{RCOONa} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{RCOO}^- + \text{Na}^+$

1.3.  $\text{RCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{RCOOH} + \text{OH}^-$

1.4. Calcul des concentrations (voir démarche du corrigé de l'activité 3)

2.1- Formule semi-développée et nom :  $14n + 68 = 68 \Rightarrow n = 0 \Rightarrow \text{H-COONa}$  : méthanoate de sodium

2.2. Masse dissoute :  $m = C.V.M \Rightarrow m = 0,68 \text{ g}$

15

1- Variation  $\Delta n$  des quantités de matière.

n	Solution de $\text{CH}_3\text{COONa}$ avant le mélange	Solution de $\text{HCl}$ avant le mélange	Après le mélange	$\Delta n$
$n(\text{H}_3\text{O}^+)$	$8 \cdot 10^{-11}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$1,26 \cdot 10^{-5}$	$-1,87 \cdot 10^{-4}$
$n(\text{OH}^-)$	$5 \cdot 10^{-8}$	$2 \cdot 10^{-14}$	$1,26 \cdot 10^{-12}$	$+1,87 \cdot 10^{-4}$
$n(\text{CH}_3\text{COOH})$	$5 \cdot 10^{-8}$	0	$1,87 \cdot 10^{-4}$	$+1,87 \cdot 10^{-4}$
$n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$	$2 \cdot 10^{-4}$	0	$1,26 \cdot 10^{-5}$	$-1,87 \cdot 10^{-4}$
$n(\text{Na}^+)$	$2 \cdot 10^{-4}$	0	$2 \cdot 10^{-4}$	0
$n(\text{Cl}^-)$	0	$2 \cdot 10^{-4}$	$2 \cdot 10^{-4}$	0

2- Interprétation

-  $\Delta n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \Delta n(\text{H}_3\text{O}^+) < 0$  : cela indique que les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ont été consommés.  
Ces ions ont donc réagi mole à mole entre eux.

-  $n(\text{CH}_3\text{COOH}) \text{ formés} = |\Delta n(\text{CH}_3\text{COO}^-)| = |\Delta n(\text{H}_3\text{O}^+)|$  : cela indique que les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ont donné des molécules de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans une réaction.

3- Conclusion : lorsqu'on mélange l'acide chlorhydrique avec une solution d'éthanoate de sodium, les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  réagissent sur les ions  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  pour donner des molécules d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

4-

4-1 La réaction qui se produit est totale.

4-2 Equation-bilan  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$ .

### III- Situations d'évaluation

16

1.1.1- Concentration C de la solution commerciale d'ammoniac.  $C = \frac{\rho \cdot p}{M}$  ;  $C = 8,73 \text{ mol.L}^{-1}$

1.1.2- Volume à prélever :  $V = 5,73 \text{ mL}$ .

2-

2.1- Montrons que  $\text{NH}_3$  est faible :  $\text{pH} = 11,1 \neq 14 + \log C'$  donc  $\text{NH}_3$  est une base faible.

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

2.3 Inventaire des espèces en solution :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{NH}_4^+$  ;  $\text{NH}_3$  et  $\text{H}_2\text{O}$ .

Calcul des concentrations :

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Electroneutralité de la solution :  $[\text{NH}_4^+] \approx [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- Conservation de la matière :  $[\text{NH}_3] = C_b - [\text{NH}_4^+] = 10^{-1} - 1,26 \cdot 10^{-3} = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

2.4- Le coefficient  $\alpha$  :  $\alpha = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C_b}$  ;  $\alpha = 1,26 \%$ .

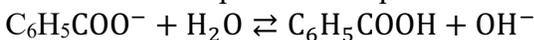
17

1. Sa masse dissoute :  $m = C \cdot M \cdot V \Rightarrow m = 7,2 \text{ g}$

2. La dilution au dixième d'une solution de base forte diminue le pH d'une unité.  $\text{pH} = 8,5$   
 $\text{pH}' = 8$  différent de  $7,5$  donc le benzoate de sodium est une base faible.

3. Equation-bilan :  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{Na}^+$

4. Concentrations des espèces chimiques



Calcul des concentrations

$$\text{pH} = 8 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+] = C_b \text{ (ion spectateur)} \Rightarrow [\text{Na}^+] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \text{ or } [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-].$$

$$\text{d'où : } [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-3} - 10^{-6} \approx 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Conservation de la matière donne :  $[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ .

18

1. Pour un acide fort de concentration C dilué 10 fois  $C' = \frac{C}{10}$ .

$$\text{pH}' = -\log C' = -\log C + \log 10 \text{ donc } \text{pH}' = \text{pH} + 1$$

L'acide fort est dans la solution  $S_2$ .  $\Rightarrow S_1$  est faible.

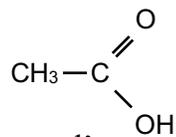
2. Formule brute de l'acide faible

$$\text{La masse molaire } M = \frac{m}{c.V} \implies M = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

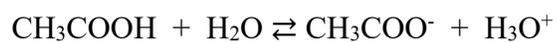
On trouve  $n = 1$ , sa formule est  $\text{CH}_3\text{COOH}$  : nom : acide éthanoïque.

3.

3.1 Formule semi-développée



3.2 Equation-bilan avec l'eau



## Leçon 10 : COUPLES ACIDE/BASE - CLASSIFICATION

### CORRIGES DES EXERCICES

#### I- Exercices de fixation/application :

1 Un couple acide-base est un ensemble formé d'un acide A et d'une base B liés par un transfert de proton H<sup>+</sup>.

- 2
- a- Plus K<sub>A</sub> est **grand** et le pK<sub>A</sub> **petit**, plus l'acide est fort et sa base conjuguée **faible**
  - b- Plus K<sub>A</sub> est **petit** et le pK<sub>A</sub> **grand**, plus l'acide est faible et sa base conjuguée **forte**
  - c- Un acide est d'autant plus **fort** que sa base conjuguée est **faible**.

3

Affirmations	V	F
a) La constante d'acidité K <sub>A</sub> d'un couple acide/base (A/B) est $K_A = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]}$ .	x	
b) La relation entre le pH et le pK <sub>A</sub> d'un couple acide/base est $pH = pK_A + \log \frac{[A]}{[B]}$ .		x
c) Le K <sub>A</sub> d'un couple acide/base dépend de la concentration des espèces chimiques en solution.		x
d) Plus un acide faible est fort, plus son pK <sub>A</sub> est grand.		x
e) Plus une base faible est forte, plus son K <sub>A</sub> est grand.	x	
f) Une solution pour laquelle pH = pK <sub>A</sub> , l'espèce acide prédomine sur l'espèce basique.		x
g) Un indicateur coloré est un couple acide / base dont la forme acide et la forme basique ont des teintes différentes en solution.	x	
h) L'aniline, dont le pK <sub>A</sub> du couple est 4,6 est une base plus faible que l'ammoniac de pK <sub>A</sub> = 9,2.	x	

- 4
- a) H<sub>2</sub>O ; H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ⇌ H<sub>2</sub>O + H<sup>+</sup>
  - b) NH<sub>3</sub> ; NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ⇌ NH<sub>3</sub> + H<sup>+</sup>
  - c) Cl<sup>-</sup> ; HCl → Cl<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>
  - d) OH<sup>-</sup> ; H<sub>2</sub>O ⇌ OH<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>
  - e) HCOO<sup>-</sup> ; HCOOH ⇌ HCOO<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>

- 5
- a) H<sub>2</sub>O ; OH<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> ⇌ H<sub>2</sub>O
  - b) C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH ; C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COO<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> ⇌ C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOH
  - c) HClO ; ClO<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> ⇌ Cl<sup>-</sup> + H<sup>+</sup>
  - d) H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; H<sub>2</sub>O + H<sup>+</sup> ⇌ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>
  - e) NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ; NH<sub>3</sub> + H<sup>+</sup> ⇌ NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

6

1- b ; 2- c ; 3- b ; 4- a

7

 1- partielle ; 2- hydronium ; 3- acide faible ; 4- pK<sub>A</sub> ; 5- égal à ; 6- ion éthanoate ; 7- espèce

8 a) F ; b) V ; c) F

9 1. a) ; 2. b) ; 3. a)

10

1- Equation-bilan de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau.


 2-  $K_A = 10^{-pK_A} = 1,78 \cdot 10^{-5}$ .

 3- Espèces chimiques présents :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ 

 4-  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ 

$$[\text{OH}^-] = 10^{2,3-14} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

 Equation d'électroneutralité de la solution :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ 

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cong [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_A}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{5 \cdot 10^{-3} \times 5 \cdot 10^{-3}}{1,78 \cdot 10^{-5}} = 1,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

11

1- Equation-bilan de dissolution de l'ammoniac avec l'eau



2. Selon Brönsted, une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons.

3. Les deux couples acide/base mis en jeu

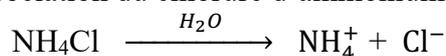

 4. Expression de la constante d'acidité K<sub>A</sub>

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

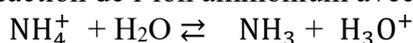
## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

12

1- L'équation :

 1.1 de dissociation du chlorure d'ammonium NH<sub>4</sub>Cl dans l'eau.


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



2- Les couples acide/base mis en jeu



3- Les concentrations molaires volumiques des espèces chimiques

Les espèces chimiques en solution :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{OH}^-$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{NH}_4^+$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{H}_2\text{O}$

4-

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,6} = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,51 \cdot 10^{-6}} = 2,98 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

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

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{or } [\text{Cl}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \text{ ainsi } [\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la matière

$$C = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \text{ ainsi } [\text{NH}_3] = C - [\text{NH}_4^+]$$

$$[\text{NH}_3] = C - ([\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+])$$

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

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

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

5- Calcul du  $K_A$  et du  $\text{p}K_A$  du couple auquel appartient l'ion ammonium.

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{A.N. : } K_A = \frac{2,51 \cdot 10^{-6} \times 2,51 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}} \quad K_A = 6,3 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{p}K_A = -\log K_A \quad \text{A.N. : } \text{p}K_A = 9,2$$

13

1. Espèce majoritaire

Pour l'Hélianthine,  $\text{Ind}^-$  est majoritaire car  $\text{pH} \gg 4,4$

Pour le BBT,  $\text{Ind}^-$  est majoritaire

Pour la Phénophtaléine, aucune car  $\text{pH}$  est sa zone de virage.

2. Teinte des indicateurs colorés

Pour l'Hélianthine : Jaune

Pour le BBT : Bleu

Pour la Phénophtaléine : Rose

14

1.

1-1 Définition d'un acide et d'une base selon Bronsted

Selon Brønsted, un acide une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs protons  $\text{H}^+$ .

Une base une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons  $\text{H}^+$ .

1.2  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$

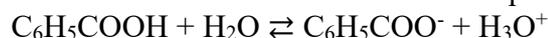
$$1.3 \quad m = C_a MV \quad m = 10^{-2} \times (12 \times 6 + 6 + 32) \times 0,5 = 0,55 \text{ g}$$

1.4 Justifions que l'acide benzoïque est un acide faible dans l'eau.

$$-\log C_a = -\log(10^{-2}) = 2 < 3,1$$

2.

2.1 Équation-bilan de la réaction de l'acide benzoïque avec l'eau



2.2 Espèce prédominante pour  $\text{pH} = 3,1$ .

Acide benzoïque :  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

### III- Situations d'évaluation

15

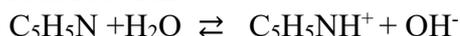
1. Mise en évidence du caractère basique.

-Mesure du pH de la solution.

-Utilisation d'un indicateur coloré (le BBT).

(La pyridine contient la fonction amine ce qui lui confère le caractère basique. Le doublet non liant de l'atome est un site électrophile.)

2. Equation de la réaction



3.

3-1. Inventaire des espèces et calcul des concentrations molaires

$\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ,  $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ ,  $\text{OH}^-$  et  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,6} = 2,10 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{d'où } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,10 \cdot 10^{-9}} = 0,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

Electroneutralité de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

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

Conservation de la matière

$$C = [\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] + [\text{C}_5\text{H}_5\text{N}] \quad \text{ainsi } [\text{C}_5\text{H}_5\text{N}] = C - [\text{OH}^-] = 0,01 - 0,50 \cdot 10^{-5} = 0,01 \text{ mol/L}$$

3.2 Calcul du  $\text{pK}_A$

$$K_A = \frac{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+]} \quad \text{AN : } K_A = \frac{10^{-2} \times 2,10 \cdot 10^{-9}}{5 \cdot 10^{-6}} \quad \text{d'où } K_A = 4 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pK}_A = -\log K_A \quad \text{AN : } \text{pK}_A = 5,4$$

4. Plus le  $\text{pK}_A$  est grand plus la base est forte donc l'ammoniac est plus forte que la pyridine.

16

1- Définition un acide selon Brönsted.

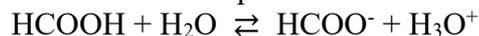
Selon Brönsted, un acide une espèce chimique capable de libérer un ou plusieurs protons  $\text{H}^+$ .

2- Montrons que l'acide méthanoïque est un acide faible.

$$-\log C = -\log 0,1 = 1 < \text{pH} = 2,4$$

On constate que  $-\log C \neq \text{pH}$ , l'acide méthanoïque est donc un acide faible.

Equation-bilan de la réaction qui a lieu lors de la préparation de la solution.



3- Concentrations des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

Espèces chimiques en solution :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{HCOO}^-$  ;  $\text{HCOOH}$  ;  $(\text{H}_2\text{O})$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-3}} = 2,51 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

Electroneutralité de la solution

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

$$\text{or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \quad \text{ainsi } [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la matière

$$C = [\text{HCOO}^-] + [\text{HCOOH}] \quad \text{ainsi } [\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-] = 0,1 - 3,98 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{HCOOH}] = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

La valeur du  $pK_A$  du couple  $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ .

$$\text{pH} = pK_A + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{d'où} \quad pK_A = \text{pH} - \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

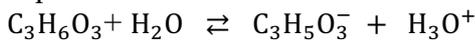
$$\text{AN : } pK_A = 2,4 - \log \frac{3,98 \cdot 10^{-3}}{9,6 \cdot 10^{-2}} \quad \text{ainsi } pK_A = 3,8$$

4- Comparaison des forces de l'acide méthanoïque et de l'acide éthanoïque.

On constate que  $pK_A(\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-) > pK_A(\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-)$  ainsi,  $\text{HCOOH}$  est un acide plus fort que  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

17

1- Equation-bilan de la réaction de l'acide lactique avec l'eau.



2- Expression de la constante d'acidité  $K_A$

$$K_A = \frac{[\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3]}$$

3- Concentration des ions hydronium dans ce lait.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,4} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

4-

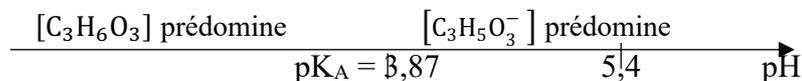
4.1 Valeur du  $pK_A$

$$pK_A = -\log K_A \quad \text{AN : } pK_A = -\log(1,35 \cdot 10^{-4}) = 3,87$$

4.2 Espèce chimique majoritaire (l'acide lactique ou sa base conjuguée) dans ce lait.

$$\text{pH} > pK_A \quad \text{ainsi} \quad [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] > [\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3] \quad \text{donc l'espèce chimique majoritaire } \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$$

4.3 Schéma des domaines de prédominance.



18

1- Relation  $\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{n(A)}{V_T} = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} \quad \text{et} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{n(B)}{V_T} = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{\frac{C_B V_B}{V_A + V_B}}{\frac{C_A V_A}{V_A + V_B}} = \frac{C_B V_B}{C_A V_A} \times \frac{V_A + V_B}{V_A + V_B}$$

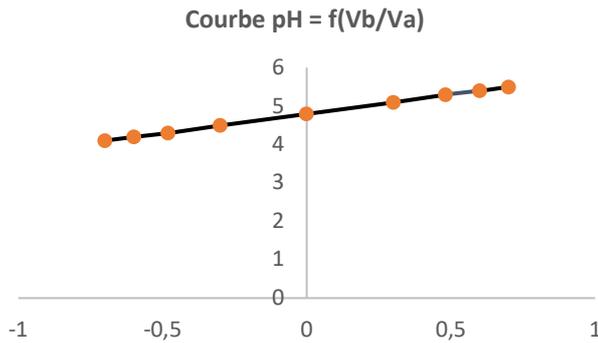
$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{C_B V_B}{C_A V_A} \quad \text{or } C_A = C_B = C$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$$

2- Courbe pH en fonction de  $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

- Les valeurs du pH mesurées et celles de  $\frac{V_B}{V_A}$  et  $\log \frac{V_B}{V_A}$  sont consignées dans le tableau suivant :

$V_B$ (mL)	10	10	10	10	10	20	30	40	50
$V_A$ (mL)	50	40	30	20	10	10	10	10	10
pH	4,1	4,2	4,3	4,5	4,8	5,1	5,3	5,4	5,5
$\frac{V_B}{V_A}$	0,2	0,25	0,33	0,5	1	2	3	4	5
$\log \frac{V_B}{V_A}$	-0,7	-0,6	-0,48	-0,3	0	0,3	0,48	0,6	0,7



3- La courbe obtenue est une droite. Son équation est de la forme  $\text{pH} = A + B \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

Détermination de A et B.

B représente la pente de la droite

$$B = \frac{\Delta \text{pH}}{\Delta \left( \log \frac{V_B}{V_A} \right)} = \frac{\text{pH}_2 - \text{pH}_1}{\left( \log \frac{V_B}{V_A} \right)_2 - \left( \log \frac{V_B}{V_A} \right)_1}$$

$$B = \frac{5,5 - 4,1}{0,7 - (-0,7)} = \frac{1,4}{1,4}$$

$$B = 1$$

A est l'ordonnée à l'origine, pour  $\log \frac{V_B}{V_A} = 0$ ,  $b = 4,8$

$$\text{Ainsi } \text{pH} = 4,8 + \log \frac{V_B}{V_A} = 4,8 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad \text{or } \text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Par identification,  $\text{pK}_A = 4,8$

Le  $\text{pK}_A$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  est 4,8.

4. Espèces chimiques en solution.

$\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ;  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ;  $\text{H}_2\text{O}$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad [\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

Electroneutralité de la solution

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

$$\text{or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \quad \text{ainsi } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_A = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{d'où} \quad [\text{HCOOH}] = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_A}$$

$$[\text{HCOOH}] = \frac{10^{-5} \times 10^{-5}}{10^{-4,8}} \quad [\text{HCOOH}] = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

## Leçon 11 : RÉACTIONS ACIDO-BASIQUES. SOLUTIONS TAMPONS

### Correction des exercices

#### I- Exercices de fixation/application

- 1**
- 1- Il y a équivalence lorsque les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction. L'équivalence acido-basique est atteinte si la quantité de matière apportée par l'acide est égale à celle apportée par la base ( $n_a = n_b$ ).
  - 2- Une solution tampon constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée.
- 2**
- 1- a ; 2- b ; 3- c ; 4- a ; 5- b
- 3**
- 1-  $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
  - 2-  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$
  - 3-  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
  - 4-  $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4**
- 1- Propriétés d'une solution tampon  
 Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu :
    - lors d'une dilution modérée ;
    - lors de l'addition modérée d'un acide ou d'une base.
  - 2- Méthodes permettant d'obtenir une solution tampon
 

**1<sup>ère</sup> méthode** : on réalise le mélange équimolaire d'une solution d'un acide faible avec un solution de sa base conjuguée :  $C_a V_a = C_b V_b$

**2<sup>ème</sup> méthode** : on fait réagir une solution d'une base forte sur une solution d'un acide faible jusqu'à la demi-équivalence :  $C_b V_b = \frac{C_a V_a}{2}$

**3<sup>ème</sup> méthode** : on fait réagir une solution d'un acide fort sur une solution d'une base faible jusqu'à la demi-équivalence :  $C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2}$
  3. Le  $\text{pK}_A$  du couple doit être égal au pH de la solution tampon
- 5**
1. On réalise un mélange équimolaire de la solution de chlorure d'ammonium, acide faible avec la solution d'ammoniac, sa base conjuguée :  $C_1 V_1 = C_2 V_2$
  2. Le pH de la solution obtenue est :  $\text{pH} = \text{pK}_A = 9,2$ .
  3. Déterminons les volumes  $V_1$  et  $V_2$  des deux solutions à mélanger.
 
$$V_1 + V_2 = 250 \text{ mL.}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 0,25 V_1 = 0,5 V_2 \Rightarrow V_1 = 2 V_2$$

$$V_2 = \frac{250}{3} \quad V_2 = 83,3 \text{ mL} \quad \text{et} \quad V_1 = 166,7 \text{ mL}$$

## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

6

1. Équation-bilan de la réaction de l'ammoniac avec l'eau.



2. Bilan des espèces chimiques en solution



3. Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,1} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{AN: } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{7,94 \cdot 10^{-12}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Équation d'électroneutralité de la solution: } [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Or } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{Ainsi } [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Conservation de la matière: } C_0 = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3] \Rightarrow [\text{NH}_3] = C_0 - [\text{NH}_4^+]$$

$$\text{AN: } [\text{NH}_3] = 0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{NH}_3] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4. Valeur de la constante d'acidité  $K_A$  du couple  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ .

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\text{AN: } K_A = \frac{9,87 \cdot 10^{-2} \times 7,94 \cdot 10^{-12}}{1,26 \cdot 10^{-3}} \quad K_A = 6,22 \cdot 10^{-10}$$

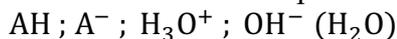
5. Vérifions que le  $\text{p}K_A$  de ce couple vaut 9,2.

$$\text{p}K_A = -\log K_A \quad \text{p}K_A = -\log(6,22 \cdot 10^{-10}) \quad \text{p}K_A = 9,2$$

7

1. Concentrations molaires des espèces chimiques en solution

- Inventaires des espèces chimiques en solution



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{AN: } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{1,26 \cdot 10^{-3}} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Équation d'électroneutralité de la solution: } [\text{A}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \quad \text{Ainsi } [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Conservation de la matière: } C_a = [\text{A}^-] + [\text{AH}] \Rightarrow [\text{AH}] = C_a - [\text{A}^-]$$

$$\text{AN: } [\text{AH}] = 10^{-2} - 1,26 \cdot 10^{-3} \quad \text{d'où } [\text{AH}] = 8,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.

2.1 Masse molaire de cet acide carboxylique

$$n_a = C_a V_a = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m}{C_a V_a} \quad \text{AN: } M = \frac{0,23}{10^{-2} \times 0,5} \quad M = 46 \text{ g.mol}^{-1}$$

2.2 Formule brute et nom.

$$M(\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2) = 14n + 32 = 46 \Rightarrow n = 1$$

Sa formule brute est  $\text{CH}_2\text{O}_2$  (formule semi-développée  $\text{HCOOH}$ )

Son nom est acide méthanoïque

3. Volume de soude à verser pour atteindre l'équivalence.

$$\text{A l'équivalence } n_b = n_a \Rightarrow C_b V_{bE} = C_a V_a \Rightarrow V_{bE} = \frac{C_a \times V_a}{C_b}$$

$$\text{AN : } V_{bE} = \frac{10^{-2} \times 0,02}{10^{-2}} \quad V_{bE} = 0,02 \text{ L soit } 20 \text{ mL}$$

**8**

1.
  - 1.1.
    - Bécher 1 :  $-\log C = -\log 10^{-2} = 2 = \text{pH}$  ; on a :  $-\log C = \text{pH}$  ainsi il contient un acide fort : la solution d'acide chlorhydrique (C).
    - Bécher 2 :  $14 + \log C = 14 + \log 10^{-2} = 12 < 10,6 = \text{pH}$  ;  $14 + \log C < \text{pH}$ , le bécher 2 contient une base faible : la solution d'ammoniac (E)
    - Bécher 3 :  $14 + \log C = 14 + \log 10^{-2} = 12 = \text{pH}$  ;  $14 + \log C = \text{pH}$ , le bécher 3 contient une base forte : la solution d'hydroxyde de sodium (B)
    - Bécher 4 :  $\text{pH} = 7$ , c'est une solution neutre : la solution de chlorure de sodium (A).
    - Bécher 5 :  $-\log C = -\log 10^{-2} = 2 < 3,1 = \text{pH}$  on a :  $-\log C < \text{pH}$  ainsi il contient un acide faible : la solution d'acide Benzoïque (D).

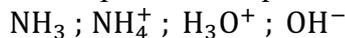
N° du bécher	1	2	3	4	5
pH	2	10,6	12	7	3,1
Solution	C	E	B	A	D

**1.2. Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes dans la solution E.**

Solution E : solution d'ammoniac

$$\text{pH} = 10,6 \text{ et } C = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

- Espèces chimiques en solution



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,6} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,51 \cdot 10^{-11}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Équation d'électroneutralité de la solution :**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Or } [\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{Ainsi } [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Conservation de la matière**

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

$$\text{AN : } [\text{NH}_3] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{NH}_3] = 9,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

**1.3. pK<sub>A</sub> du couple acide/base correspondant.**

$$\text{pK}_A = -\log K_A \text{ or } K_A = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\Rightarrow \text{pK}_A = -\log \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$\text{AN : } \text{pK}_A = -\log \left( \frac{9,60 \cdot 10^{-3} \times 2,51 \cdot 10^{-11}}{3,98 \cdot 10^{-4}} \right) \quad \text{pK}_A = -\log(6,05 \cdot 10^{-10}) \quad \text{d'où} \quad \text{pK}_A = 9,2$$

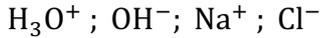
**2. Comment obtenir une solution de pH = 7 à partir des solutions B et C.**

On fait le mélange de B (solution d'hydroxyde de sodium) et de C (solution d'acide chlorhydrique) jusqu'à l'équivalence acido-basique car le mélange entre une base forte et un acide fort donne un pH = 7 à l'équivalence et le mélange obtenu est la solution de chlorure de sodium (NaCl)

3. pH de la solution obtenue.

Mélange de C : solution d'acide chlorhydrique et A : solution de chlorure de sodium

- Espèces chimiques en solution



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

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_C} \quad \text{AN : } [\text{Na}^+] = \frac{10^{-2} \times 20}{30}$$

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

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_A V_A + C_C V_C}{V_A + V_C} = \frac{C \cdot (V_A + V_C)}{V_A + V_C} = C \quad [\text{Cl}^-] = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Équation d'électroneutralité de la solution**

$$[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{avec } [\text{Cl}^-] \gg [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] - [\text{Na}^+] \quad \text{AN : } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} - 6,67 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{AN : } \text{pH} = -\log (3,33 \cdot 10^{-3}) \quad \text{pH} = 2,48$$

4.

4.1 Volume de la solution C à ajouter à la solution E.

Solution tampon : volume  $V_a$  de la solution d'acide chlorhydrique (C) + volume  $V_b$  solution d'ammoniac (E)

$$n_a = \frac{n_b}{2} \Rightarrow C_a V_a = \frac{C_b V_b}{2} \Rightarrow V_a = \frac{C_b V_b}{2 C_a} \quad \text{or } C_a = C_b$$

$$\text{AN : } V_a = \frac{V_b}{2}$$

$$\text{Il faut ajouter la solution C de sorte que } V_a = \frac{V_b}{2}$$

4.2 pH de cette solution. .

pH = 9,2 car pour une solution tampon le pH = pK<sub>A</sub> du couple mis en jeu.

4.3 Les propriétés de cette solution

Une solution tampon est une solution dont le pH varie peu :

- lors d'une dilution modérée ;
- lors de l'addition modérée d'un acide ou d'une base.

9

1. Attribution des valeurs de pH aux solutions A, B, C.

- A est une solution neutre. A 25°C, son pH = 7
- B est un acide faible. Son pH = 5,9
- C est une base forte. Son pH = 13.

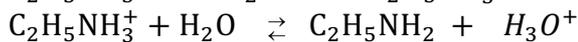
2.

2.1 Espèces chimiques en solution



2.2 Concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution B.

$$\text{pH} = 5,9 \text{ et } C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-5,9} = 1,26 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{1,26 \cdot 10^{-6}} = 7,94 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

**Équation d'électroneutralité de la solution**

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] \Rightarrow [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{Or } [\text{Cl}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-] \text{ Ainsi } [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

**Conservation de la matière**

$$C = [C_2H_5NH_3^+] + [C_2H_5NH_2] \Rightarrow [C_2H_5NH_2] = C - [C_2H_5NH_3^+]$$

$$\text{or } [C_2H_5NH_3^+] = [OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+]$$

$$\text{Ainsi, } [C_2H_5NH_2] = C - ([OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+])$$

$$[C_2H_5NH_2] = C - [OH^-] - [Cl^-] + [H_3O^+]$$

$$[C_2H_5NH_2] = C - [OH^-] - C + [H_3O^+]$$

$$[C_2H_5NH_2] = [H_3O^+] - [OH^-]$$

$$\text{AN : } [C_2H_5NH_2] = 1,26 \cdot 10^{-6} - 7,94 \cdot 10^{-9}$$

$$[C_2H_5NH_2] = 1,25 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

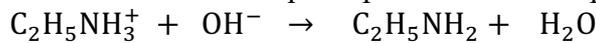
2.3 Le pKa du couple ion éthylammonium/ éthylamine.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[C_2H_5NH_2]}{[C_2H_5NH_3^+]} \Rightarrow \text{pKa} = \text{pH} - \log \frac{[C_2H_5NH_2]}{[C_2H_5NH_3^+]} \quad \text{AN: pKa} = 5,9 - \log \frac{1,25 \cdot 10^{-6}}{0,1}$$

$$\text{pKa} = 10,8$$

10

1. Équation-bilan de la réaction qui se produit lors de la préparation de S<sub>0</sub>



2.

2.1 Nom des solutions S<sub>0</sub> et S

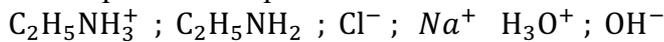
S<sub>0</sub> et S sont des solutions tampons

2.2 Leurs propriétés particulières.

Le pH d'une solution tampon varie peu lors de l'ajout modéré d'un acide fort ou d'une base forte ou lors d'une dilution modérée.

3. Concentration molaire volumique des solutions d'hydroxyde de sodium.

-Espèces chimiques en solution



$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,8} = 1,58 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [H_3O^+].[OH^-] \quad [OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} \quad \text{AN : } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{1,58 \cdot 10^{-11}} = 6,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Na^+] = \frac{CV_C}{V_B + V_C} = \frac{0,1 \times 50}{100 + 50} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{CV_B}{V_B + V_C} = \frac{0,1 \times 100}{100 + 50} = 6,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Équation d'électroneutralité de la solution :**

$$[H_3O^+] + [C_2H_5NH_3^+] + [Na^+] = [OH^-] + [Cl^-]$$

$$\Rightarrow [C_2H_5NH_3^+] = [OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+] - [Na^+]$$

$$\text{Or } [Cl^-], [Na^+], [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$\text{Ainsi } [C_2H_5NH_3^+] = [OH^-] + [Cl^-] - [Na^+]$$

$$[C_2H_5NH_3^+] = 6,33 \cdot 10^{-4} + 6,67 \cdot 10^{-2} - 3,33 \cdot 10^{-2}$$

$$[C_2H_5NH_3^+] = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Conservation de la matière

$$C = [C_2H_5NH_3^+] + [C_2H_5NH_2] \Rightarrow [C_2H_5NH_2] = C - [C_2H_5NH_3^+]$$

$$\text{or } [C_2H_5NH_3^+] = [OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+] - [Na^+]$$

$$\text{Ainsi, } [C_2H_5NH_2] = C_a - ([OH^-] + [Cl^-] - [H_3O^+] - [Na^+])$$

$$[C_2H_5NH_2] = C_a - [OH^-] - [Cl^-] + [H_3O^+] + [Na^+]$$

$$\text{Avec } [Cl^-], [Na^+], [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

$$[C_2H_5NH_2] = C_a - [OH^-] - [Cl^-] + [Na^+]$$

$$[C_2H_5NH_2] = 0,1 - 6,33 \cdot 10^{-4} - 6,67 \cdot 10^{-2} + 3,33 \cdot 10^{-2}$$

$$[C_2H_5NH_2] = 6,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

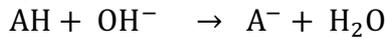
4- Volume V de la solution d'éthylamine à utiliser pour préparer la solution S.

$$n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V \Rightarrow V = \frac{C_a V_a}{C_b} \quad \text{or } C_a = C_b = C$$

AN :  $V = V_a = 75 \text{ mL}$

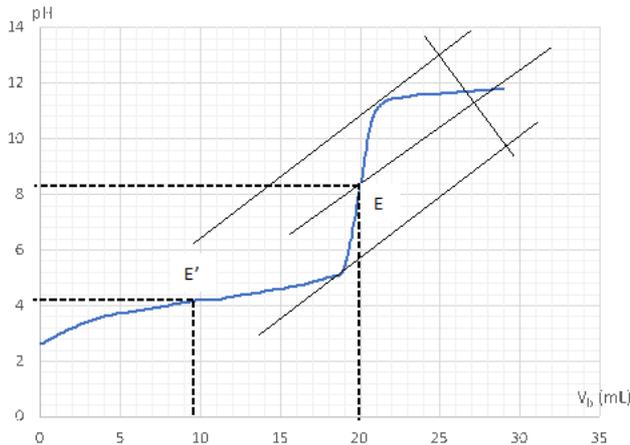
II

1. Équation-bilan de la réaction chimique qui se produit.



2.

2.1 Tracé de la courbe  $\text{pH} = f(V_B)$



2.2 Justifions de trois façons que l'acide HA est faible

- La courbe est croissante et présente 4 parties
- La courbe présente 2 points d'inflexion
- $\text{pH}_E > 7$

2.3 Le point d'équivalence E.

E ( $V_b = 20 \text{ mL}$  ;  $\text{pH} = 8,4$ )

2.4 La concentration molaire volumique  $C_A$  de la solution acide.

$$\text{A l'équivalence, } n_A = n_b \Rightarrow C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$$

$$\text{AN : } C_A = \frac{0,1 \times 20}{20} \quad C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.5 Valeur à laquelle tendrait le pH, si on continuait d'ajouter la solution basique

Le pH tendrait vers  $14 + \log C_b = 14 + \log 0,1 = 13$

3.

3.1 Détermination graphiquement de la valeur du  $\text{pK}_A$  du couple  $\text{HA}/\text{A}^-$ .

A la demi-équivalence,  $V_{BE} = \frac{V_{BE}}{2} = \frac{20}{2} = 10 \text{ mL}$  ;  $\text{pH} = \text{pK}_A = 4,2$  (voir courbe)

3.2 Valeur de  $K_A$ .

$$K_A = 10^{-\text{pK}_A} \quad \text{AN : } K_A = 10^{-4,2} = 6,31 \cdot 10^{-5}$$

3.3 Identification de l'acide

C'est l'acide phényl-éthanoïque car son  $K_A = 6,3 \cdot 10^{-5}$

4.

4.1 Concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution acide initiale.

$\text{pH} = 2,6$  et  $C_A = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

- Inventaires des espèces chimiques en solution

$\text{AH}$  ;  $\text{A}^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ( $\text{H}_2\text{O}$ )

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,6} = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad \text{AN : } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,51 \cdot 10^{-3}} = 3,98 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Équation d'électroneutralité de la solution :**

$$[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+] \Rightarrow [A^-] = [H_3O^+] - [OH^-]$$

$$\text{Or } [H_3O^+] \gg [OH^-] \text{ Ainsi } [A^-] = [H_3O^+] = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Conservation de la matière :**

$$C_a = [AH] + [A^-] \Rightarrow [AH] = C_a - [A^-] \text{ AN : } [AH] = 0,1 - 2,51 \cdot 10^{-3}$$

$$[AH] = 9,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4.3 Retrouvons la valeur du pK<sub>A</sub> déterminé graphiquement.

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \Rightarrow \text{pK}_A = \text{pH} - \log \frac{[A^-]}{[AH]} \text{ AN: } \text{pK}_A = 2,6 - \log \frac{2,51 \cdot 10^{-3}}{9,75 \cdot 10^{-2}}$$

$$\text{pK}_A = 4,2 = \text{pK}_{A \text{ graph}}$$

12

1.

1.1. Montrons que l'acide éthanoïque (CH<sub>3</sub>COOH) est un acide faible.

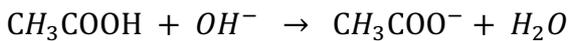
-Log C<sub>a</sub> = -Log 10<sup>-2</sup> = 2 < 3,4. On constate que -Log C<sub>a</sub> ≠ pH donc l'acide éthanoïque est un acide faible.

1.2. Équation-bilan de sa dissolution dans l'eau.



2.

2.1 Équation-bilan de la réaction produit au cours du mélange.



2.2

2.1.1. Valeur du rapport  $\frac{[B]}{[A]}$  de la forme de l'espèce basique sur la forme de l'espèce acide du couple.

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \text{ or } \text{pH} = \text{pK}_A = 4,8, \text{ ainsi } \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0$$

$$\Rightarrow \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0 \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \text{ donc } \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1$$

2.1.2. Conclusion.

Le mélange est une solution tampon.

2.1.3. Établissons une relation entre les volumes V<sub>1</sub> et V<sub>2</sub>.

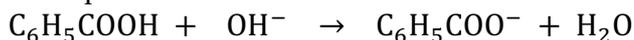
$$n_b = \frac{n_a}{2} \Rightarrow C_b V_2 = \frac{C_a V_1}{2} \text{ or } C_a = C_b \Rightarrow V_2 = \frac{V_1}{2}$$

$$\text{AN : } V_2 = \frac{50}{2} \Rightarrow V_2 = 25 \text{ mL}$$

### III- Situations d'évaluation

13

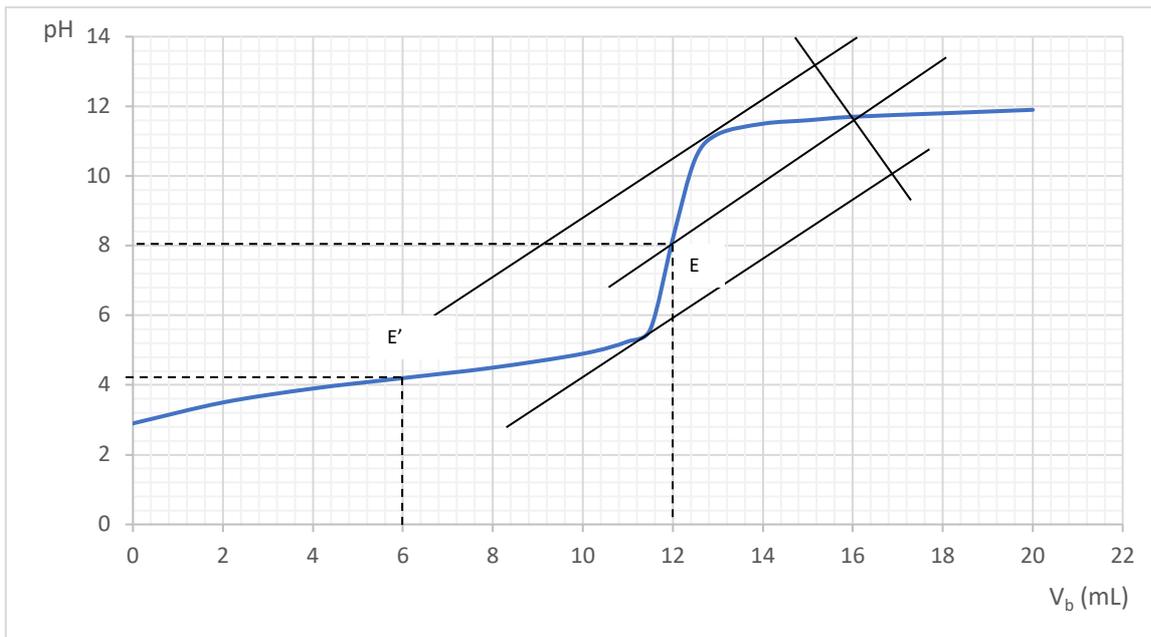
1. Équation-bilan de la réaction.



2.

2.1. Tracé de la courbe pH = f(V<sub>b</sub>).

2.2.



Coordonnées du point d'équivalence E ( $V_{BE}$  ;  $pH_E$ )  
E ( $V_{BE} = 12 \text{ mL}$  ;  $pH_E = 8,1$  )

1.1. Justifions le fait que le  $pH_E$  soit supérieur à 7.  
 $pH_E > 7$  car à l'équivalence E, on obtient une solution de benzoate de sodium qui est basique.

1.2. Concentration  $C_A$  de la solution d'acide benzoïque.

$$\text{A l'équivalence, } n_A = n_B \Rightarrow C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

$$\text{AN : } C_A = \frac{5 \cdot 10^{-2} \times 12}{40} \Rightarrow C_A = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.

2.1. Détermination graphique du  $pK_A$  du couple acide benzoïque/ion benzoate.

$$\text{A la demi-équivalence E', } V'_{BE} = \frac{V_{BE}}{2} = \frac{12}{2} = 6 \text{ mL ;}$$

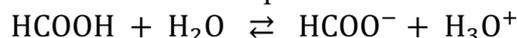
$$\text{Graphiquement, le } pK_A = pH_{E'} = 4,2$$

2.2. Indique entre l'espèce basique ou acide du couple laquelle est prédominante pour le  $pH = 6$ .  
On constate que  $pH = 6 > pK_A = 4,2$  donc l'espèce basique  $C_6H_5COO^-$  est prédominante

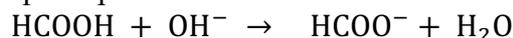
14

1.

1.1. Équation-bilan de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau



1.2 Équation-bilan de la réaction qui se produit.



2. Volume  $V_{bE}$  d'hydroxyde de sodium à verser pour atteindre l'équivalence.

$$\text{A l'équivalence, } n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow V_{bE} = \frac{C_a V_a}{C_b}$$

$$\text{AN : } V_{bE} = \frac{0,1 \times 25}{0,2} \Rightarrow V_{bE} = 12,5 \text{ mL}$$

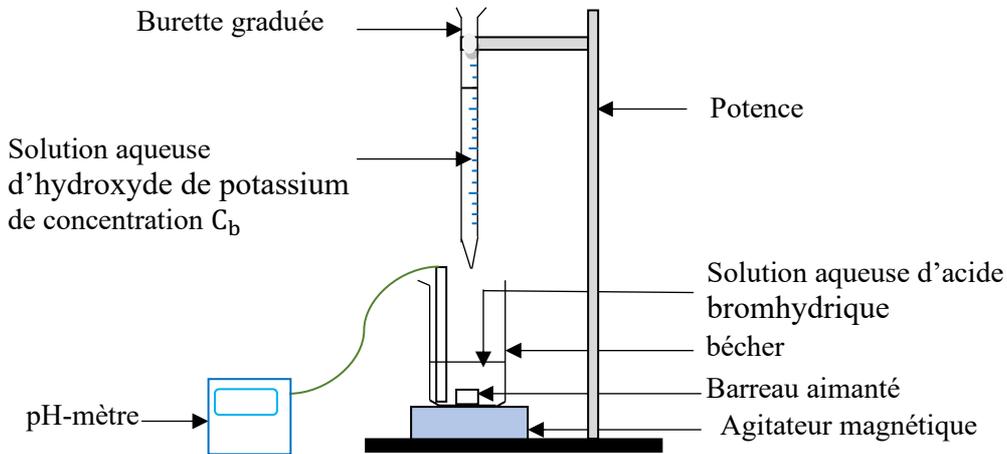
3. A l'équivalence, le  $pH = 8,3$ , le mélange est basique.

Le mélange est basique car à l'équivalence, on obtient de méthanoate de sodium ( $\text{HCOO}^-$ ;  $\text{Na}^+$ ).  
4. La valeur du pH tend vers  $14 + \log C_b = 14 + \log(0,2) = 13,3$ . Elle tend vers 13,3.

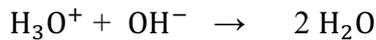
15

1

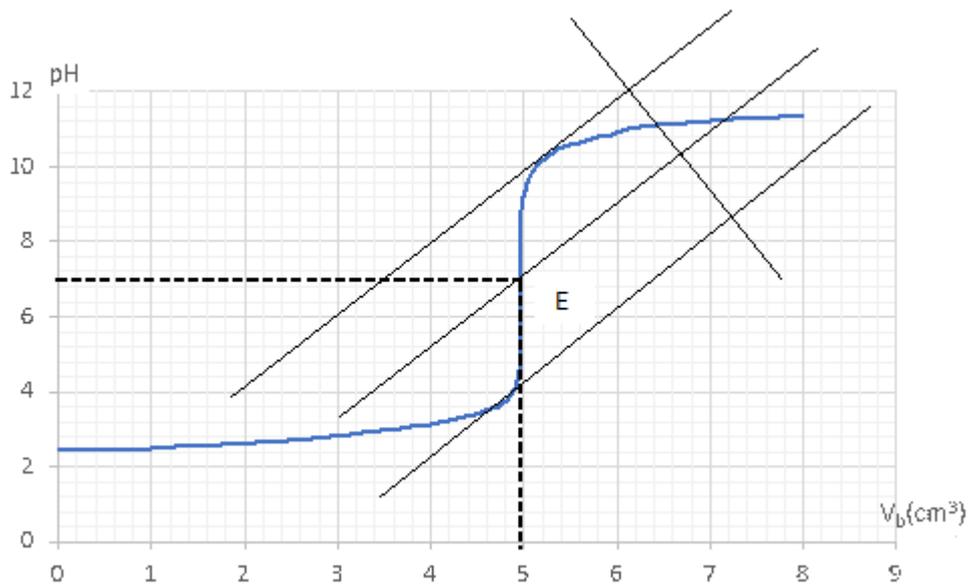
1.1. Schéma du dispositif expérimental



1.2. Équation bilan de la réaction.



1.3. Tracé la courbe de variation  $\text{pH} = f(V_B)$ .



1.4. Coordonnées du point d'équivalence E

$$E (V_{bE} = 5 \text{ cm}^3 ; \text{pH}_E = 7)$$

1.5. Concentration  $C_a$  de la solution D et calcule son pH.

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a} \quad \text{AN : } C_a = \frac{0,2 \times 5}{250} \quad \underline{C_a = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

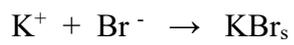
1.6. Concentration molaire  $C_o$  de la solution initiale A

$$\text{Il s'agit d'une dilution : } n_0 = n_a \Rightarrow C_o V_o = C_a V_a \Rightarrow C_o = \frac{C_a V_a}{V_o}$$

$$\text{AN : } C_a = \frac{4 \cdot 10^{-3} \times 250}{10} \quad \underline{C_a = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}}$$

2. Le nom du composé obtenu après la déshydratation du mélange à l'équivalence et sa masse.

Nom du composé : bromure de potassium



$$n_b = n_a = n_s \Rightarrow C_a V_a = \frac{m_s}{M_s} \Rightarrow m_s = C_a V_a M_s$$

$$\text{AN : } m_s = 4 \cdot 10^{-3} \times 250 \cdot 10^{-3} \times 119 \quad \underline{m_s = 0,119 \text{ g.}}$$

## Leçon 12 : DOSAGE ACIDO-BASIQUE

### Correction des exercices

#### I- Exercices de fixation/application

1

1- b ; 2- a ; 3- b ; 4- c

2

1- F ; 2- V ; 3- F ; 4- F ; 5- V

3

1- burette graduée ; 2- solution d'ammoniac ; 3- bécher ; 4- solution d'acide chlorhydrique ; 5- barreau aimanté ; 6- agitateur magnétique

4

1. L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques de la réaction.
2. Le procédé de détermination du volume à l'équivalence lors d'un dosage colorimétrique
  - Placer un volume connu de la solution à doser dans un bécher ou un erlenmeyer
  - Ajouter quelques gouttes d'un indicateur coloré.
  - Ajouter le barreau aimanté
  - Remplir la burette avec le réactif de dosage.
  - Verser la solution qui sert à doser jusqu'au changement de couleur. Noter le volume versé à l'équivalence.

5

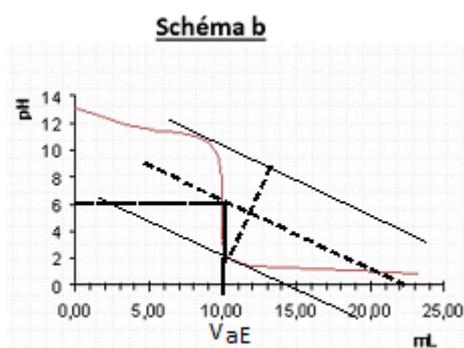
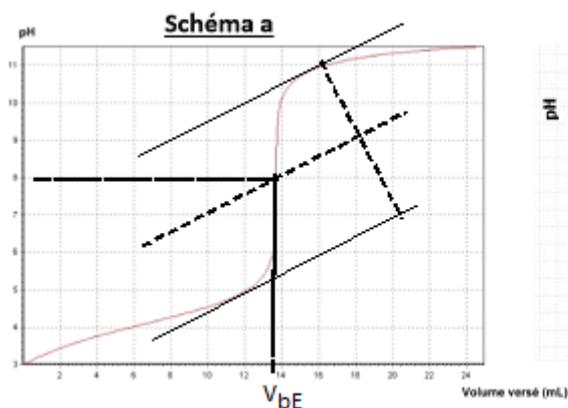
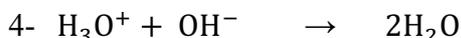
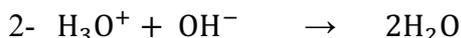
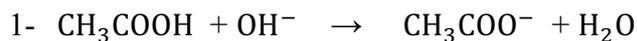


Schéma a :  $V_{bE} = 13,5 \text{ mL}$

Schéma b :  $V_{aE} = 10,0 \text{ mL}$

6



7

a- 4 ; b- 2 ; c- 2 ; d- 3

## II- Exercices de renforcement/Approfondissement

8

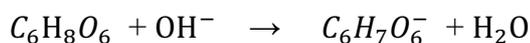
1- Principe de cette méthode

- Placer un volume connu de la solution à doser dans un bécher ou un erlenmeyer
- Ajouter quelques gouttes d'un indicateur coloré.
- Ajouter le barreau aimanté
- Verser la solution qui sert à doser jusqu'au changement de couleur. Noter le volume versé à l'équivalence.

2- C'est le bleu de Bromothymol

9

1- Équation-bilan de la réaction de dosage.



2- Définition l'équivalence acido-basique d'un dosage

L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques de la réaction.

 3- Concentration molaire volumique  $C_A$ , en fonction de  $C_B$ ,  $V_A$  et  $V_{BE}$ .

$$\text{A l'équivalence, } C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

 4- Valeur de  $C_A$ .

$$\text{AN : } C_A = \frac{3 \cdot 10^{-2} \times 9,5}{10} = 2,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

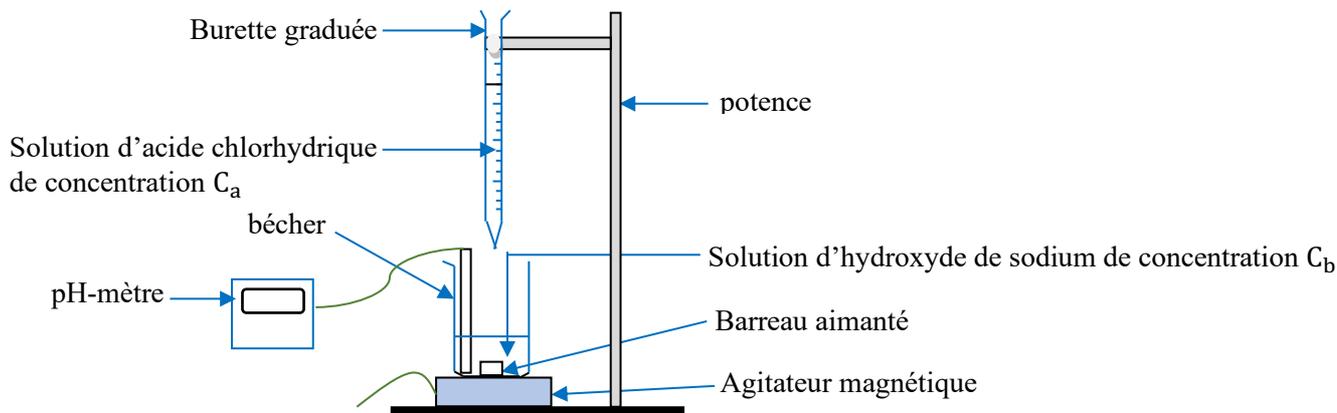
5- Masse d'acide ascorbique dans le comprimé de vitamine C

$$n_S = C_S V_S \text{ or } C_S = C_A$$

$$\Rightarrow n_S = \frac{m}{M} = C_S V_S \Rightarrow m = C_S V_S M \Rightarrow m = 2,85 \cdot 10^{-2} \times 0,1 \times 176 \quad m = 0,5 \text{ g}$$

10

1. Fais le Schéma annoté du dispositif expérimental.



2.

2.1. Coordonnées du point d'équivalence E

$$E (V_a = 15 \text{ mL} ; \text{pH} = 7)$$

2.2. Concentration molaire volumique de la solution d'hydroxyde de sodium dosée.

$$\text{A l'équivalence, } C_a V_{aE} = C_b V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a V_{aE}}{V_b}$$

Valeur de  $C_A$ .

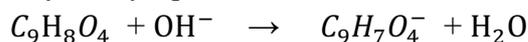
$$\text{AN : } C_b = \frac{0,07 \times 15}{10} = 1,05 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Méthode de dosage plus rapide et description de protocole expérimental à mettre en oeuvre.

- Méthode colorimétrique
- Description de protocole
  - a- Placer un volume connu de la solution à doser dans un bécher ou un erlenmeyer
  - b- Ajouter quelques gouttes d'un indicateur coloré (Bleu de bromothymol).
  - c- Ajouter le barreau aimanté
  - d- Verser la solution d'acide chlorhydrique jusqu'au changement de couleur (couleur verte).  
Noter le volume d'acide versé à l'équivalence.

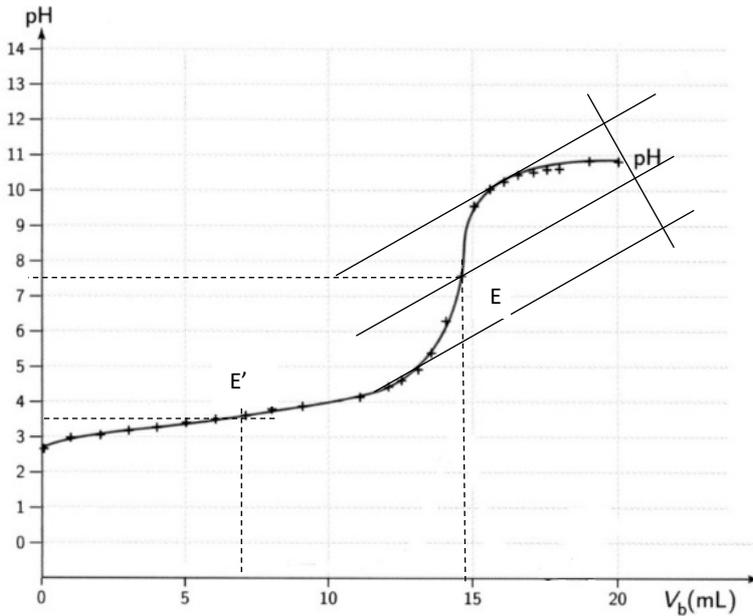
11

1. Équation-bilan de la réaction de dosage sachant que la solution  $S_A$  contient de l'acide acétylsalicylique  $C_9H_8O_4$



2.

2.1. Coordonnées du point d'équivalence E.



E ( $V_B = 14,5 \text{ mL}$  ;  $\text{pH} = 7,5$ )

2.2. Concentration molaire  $C_A$  de l'acide acétylsalicylique dosé.

$$\text{A l'équivalence, } C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

$$\text{AN : } C_A = \frac{2 \cdot 10^{-2} \times 14,5}{50} = 5,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.3. Graphiquement le  $\text{pK}_A$  du couple acide faible/base faible.

$$V_{E'} = \frac{V_{BE}}{2} = \frac{14,5}{2} = 7,25 \text{ mL} ; \text{pK}_A = \text{pH}_{E'} = 3,5$$

3.

3.1. Masse d'acide acétylsalicylique présente dans les 250 mL de la solution  $S_A$ .

$$C_A = \frac{n_A}{V} = \frac{m}{VM} \Rightarrow m = C_A \times V \times M \quad \text{AN : } m = 5,8 \cdot 10^{-3} \times 0,25 \times 180$$

$$m = 0,261 \text{ g}$$

3.2 Masse d'acide acétylsalicylique dans un comprimé d'aspirine.

$$M_T = 2 \times m = 0,261 \times 2 = 0,522 \text{ g}$$

4. Indicateur coloré à utiliser pour ce dosage.

Le bleu de bromothymol est l'indicateur coloré approprié car le  $\text{pH}_E = 7,5$  est inclus dans sa zone de virage.

12

1. Concentration  $C$  de la solution commerciale

$$C = \frac{n_A}{V} = \frac{m}{VM} = \frac{\rho VP}{100VM} = \frac{\rho P}{100M} \quad \text{avec } m = \rho V$$

$$\text{AN : } C = \frac{1190 \times 37}{100 \times 36,5} \quad \text{avec } \rho = 1190 \text{ kg.m}^{-3} = 1190 \text{ g/L}$$

$$C = 12 \text{ mol/L}$$

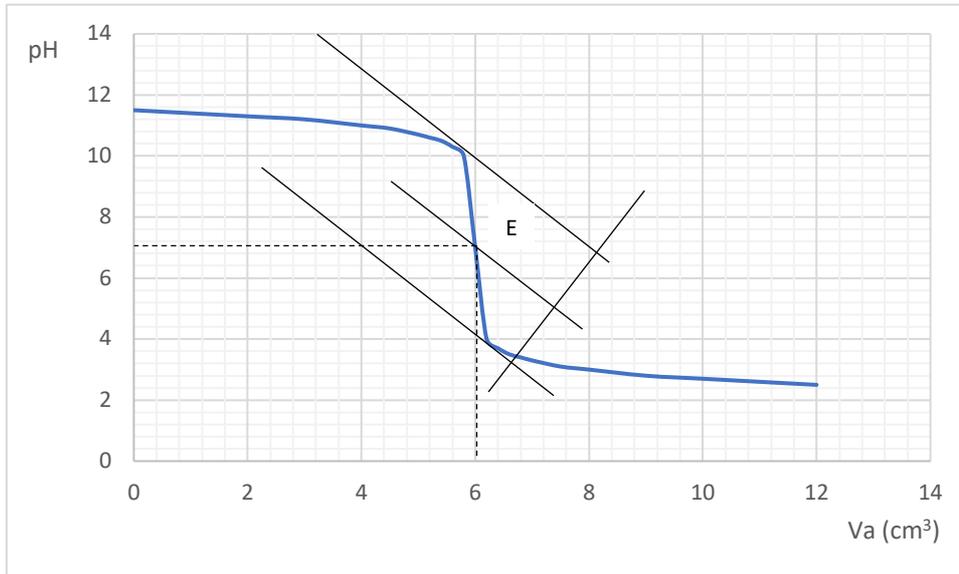
Concentration  $C_A$  de la solution ainsi préparée.

$$\text{Il s'agit une dilution : } C_{A1} V_A = C V \Rightarrow C_{A1} = \frac{C V}{V_A}$$

$$\text{AN: } C_{A1} = \frac{12 \times 3,23}{400} \Rightarrow C_{A1} = 9,69 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2.

2.1 Tracé de la courbe  $\text{pH} = f(V_A)$ .



2.2

2.2.1 Coordonnées du point d'équivalence E

$$E (V_{AE} = 6 \text{ cm}^3 ; \text{pH}_E = 7)$$

2.2.2 A l'équivalence,  $C_{A2}V_{AE} = C_B V_B \Rightarrow C_{A2} = \frac{C_B V_B}{V_{AE}}$

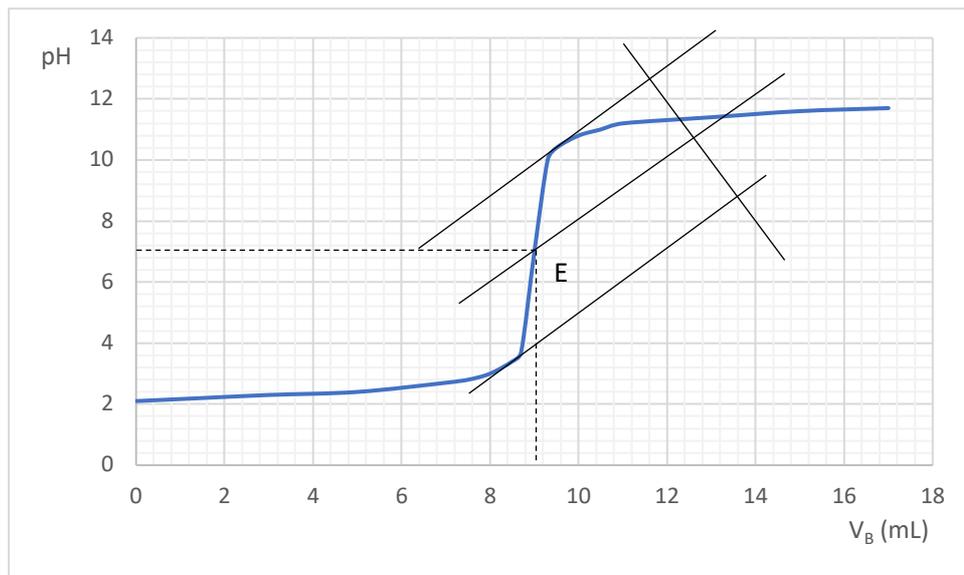
$$\text{AN: } C_{A2} = \frac{3 \cdot 10^{-3} \times 200}{6} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

3.  $C_{A1} \approx C_{A2}$

4. La courbe n'est pas modifiée pour une même concentration des deux (2) mono-acides forts car la réaction de dosage dans les deux (2) cas, a lieu entre les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$ .

13

1. Tracé sur papier millimétré le pH en fonction du volume de base versé.



2. Équation-bilan de la réaction entre l'ion éthanolate  $C_2H_5O^-$  (base) et  $H_3O^+$  (acide).



3.

3.1. Coordonnées du point d'équivalence acido-basique avec la méthode des tangentes.

$$E (V_{BE} = 9 \text{ cm}^3 ; \text{pH}_E = 7)$$

3.2. Concentration molaire  $C_A$  de la solution d'acide chlorhydrique.

$$\text{A l'équivalence, } C_A V_A = C_B V_{BE} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_{BE}}{V_A}$$

$$\text{AN : } C_A = \frac{0,1 \times 9}{100} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

4.

4.1 Parmi les indicateurs colorés (tableau ci-dessous), Indique ceux qui pourraient servir lors du dosage.

C'est le Bleu de bromothymol car le  $\text{pH}_E$  appartient à sa zone de virage.

4.2

### III- Situations d'évaluation

14

1- La courbe qui correspond au dosage de l'acide chlorhydrique par la soude est la courbe n°1.

Celle qui correspond au dosage de l'acide benzoïque par la soude est la courbe n°2.

2- Equation de la réaction-bilan du dosage de l'acide chlorhydrique par la soude



Equation de la réaction-bilan du dosage de l'acide benzoïque par la soude.

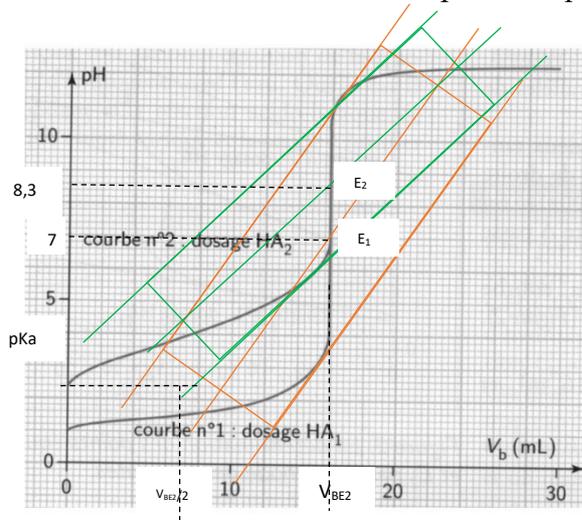


3-

-Définition de l'équivalence acido-basique

A l'équivalence, les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques de la réaction.

- Détermination des coordonnées du point d'équivalence



- Courbe n°1 :  $E_1 \begin{cases} V_{bE1} = 16 \text{ mL} \\ pH_{E1} = 7 \end{cases}$  - Courbe n°2 :  $E_2 \begin{cases} V_{bE2} = 16 \text{ mL} \\ pH_{E2} = 8,3 \end{cases}$

3.1 Concentrations molaires  $C_{a1}$  et  $C_{a2}$  de chacun des 2 acides

A l'équivalence,  $C_a V_a = C_b V_{bE}$   $C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$

$$\text{AN : } C_{a1} = \frac{0,1 \times 16}{20} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_{a2} = \frac{0,1 \times 16}{20} = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4- Valeur du  $pK_A$  du couple acide benzoïque/ion benzoate.

A la demi-équivalence,  $V_{bE1/2} = \frac{V_{E2}}{2}$  et  $pH = pK_A$

$$V_{bE1/2} = \frac{16}{2} = 8 \text{ mL,}$$

Pour  $V_b = 8 \text{ mL}$ ,  $pH = 4,2 = pK_a$

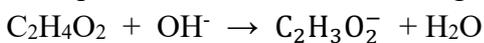
15

1- Description du mode opératoire de la dilution

Préparation de la solution diluée de vinaigre

- Prélever précisément 10 mL de vinaigre commercial à l'aide d'une pipette
- Les placer dans une fiole jaugée de 100 mL préalablement rincée à l'eau distillée.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser la solution.

2- Equation de la réaction de dosage.



2.

3.1 Concentration molaire  $C_a$  du vinaigre dilué

A l'équivalence,  $C_a V_a = C_b V_{bE}$   $\rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$

$$\text{AN : } C_a = \frac{0,1 \times 21,4}{20} = 1,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.2 Dédution de la concentration C du vinaigre non dilué.

$$\text{Ainsi : } C_a = \frac{C}{10} \Rightarrow C = 10 \cdot C_a \quad \text{AN : } C = 10 \times 1,1 \cdot 10^{-1} \quad \text{d'où } C = 1,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

3.3 Concentration massique C du vinaigre en acide éthanoïque

$$C = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = \frac{CVM}{V} = MC \Rightarrow C = MC \Rightarrow C = 60 \times 1,1 = 66 \text{ g.L}^{-1}$$

3. Masse d'acide éthanoïque dans 100 mL de vinaigre.

$$C = \frac{m}{V} \Rightarrow m = C V \Rightarrow \text{AN : } m = 66 \times 0,1 = 6,6 \text{ g}$$

Le degré d'un vinaigre étant la masse d'acide éthanoïque dans 100 mL de vinaigre; le degré du vinaigre 6,6°.