

# Chimie



## Corrigé

### Auteurs

Collectif



© Vallesse Éditions, Abidjan, 2021

ISBN : 978-2-902594-95-5

Toute reproduction interdite sous peine de poursuites judiciaires.

# Thème 1 : Chimie générale

## Leçon

# 1

## Solutions aqueuses-notion de pH

### IV. Exercices

#### Exercice 1

Deux propriétés de l'eau :

- L'eau est un solvant ionisant.
- L'eau est un solvant dispersant.

#### Exercice 2

1) Le produit ionique de l'eau noté  $K_e$  est une constante dépendant de la température telle que  $K_e = [H_3O^+].[OH^-]$ .

2) L'expression du pH d'une solution aqueuse est  $pH = -\log[H_3O^+]$ .

3) La limite de validité de l'expression du pH :  $10^{-6} \text{ mol/L} \leq [H_3O^+] \leq 10^{-1} \text{ mol/L}$ .

#### Exercice 3

À l'état solide, un composé ionique est constitué d'un empilement régulier de cations et d'anions. Les forces électrostatiques qui s'exercent entre ces divers ions assurent la **cohésion** du cristal. Lors de la mise en solution aqueuse du composé ionique, l'eau provoque à la fois la **dislocation** du réseau cristallin ; l'**hydratation** des anions et des cations ; la **dispersion** des ions dans la solution. Ces étapes, qui en fait, ont lieu simultanément, constituent le phénomène de **dissolution**.

#### Exercice 4

	S <sub>1</sub>	S <sub>2</sub>	S <sub>3</sub>	S <sub>4</sub>	S <sub>5</sub>
[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] en mol/L	10 <sup>-7</sup>	3,16.10 <sup>-10</sup>	1,26.10 <sup>-3</sup>	2,9.10 <sup>-11</sup>	4,8.10 <sup>-2</sup>
[OH <sup>-</sup> ] en mol/L	10 <sup>-7</sup>	3,16.10 <sup>-5</sup>	7,94.10 <sup>-12</sup>	3,5.10 <sup>-4</sup>	2,08.10 <sup>-13</sup>
pH	7	9,5	2,9	10,5	1,3
Nature de la solution	Neutre	Basique	Acide	Basique	Acide

#### Exercice 5

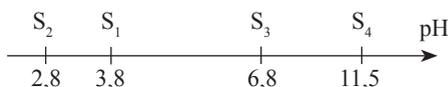
Classement par ordre croissant de pH.

S<sub>1</sub> : pH =  $-\log 1,6 \cdot 10^{-4} = 3,8$

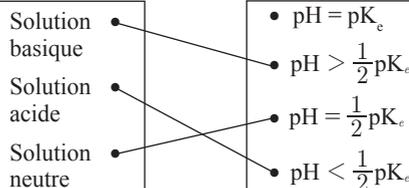
S<sub>2</sub> : pH = 2,8

S<sub>3</sub> : [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = 1,6.10<sup>-7</sup> mol/L → pH = 6,8

S<sub>4</sub> : pH = 11,5

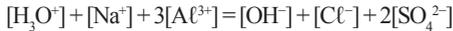


#### Exercice 6



#### Exercice 7

(b)

**Exercice 8****Exercice 9**

1) À 37°C :

Une solution est neutre si pH = 6,8.

Une solution est acide si pH &lt; 6,8.

Une solution est basique si pH &gt; 6,8.

2) À cette température, la salive dont le pH est égal à 6,85 est basique.

**Exercice 10**

1) Concentration molaire volumique

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_1}{V} = \frac{10^{-6}}{0,25} \rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = 4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_2}{V} = \frac{2,01 \cdot 10^{-6}}{0,25}; [\text{Cl}^-] = 8 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{S}^{2-}] = \frac{n_3}{V} = \frac{2,5 \cdot 10^{-6}}{0,25}; [\text{S}^{2-}] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

2) Montrons que la solution est acide.

La solution est électriquement neutre si :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] + 2[\text{Ca}^{2+}] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-] + 2[\text{S}^{2-}]$$

$$[[\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = [\text{Cl}^-] + 2[\text{S}^{2-}] - 2[\text{Ca}^{2+}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 8 \cdot 10^{-6} + 2 \times 10^{-5} - 2 \times 4 \cdot 10^{-6}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-5} > 0.$$

La solution contient plus d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  que d'ions  $\text{OH}^-$  ; elle est donc acide.

3) pH de la solution :

La solution étant acide, en négligeant  $[\text{OH}^-]$  devant  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , on obtient :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ .

$$\text{Donc } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2 \cdot 10^{-5}.$$

$$\text{pH} = 4,7.$$

**Exercice 11**

1) Inventaire des espèces chimiques :

 $\text{Na}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{H}_2\text{O}$ 

2) Composition massique du mélange :

Soient  $m_1$  et  $m_2$  les masses respectives de NaOH et de NaCl.

$$n_{\text{Na}^+} = \frac{m_1}{40} + \frac{m_2}{58,5} \quad \text{et} \quad n_{\text{Cl}^-} = \frac{m_2}{58,5}$$

Electroneutralité :

$$n_{\text{Na}^+} + n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-} + n_{\text{Cl}^-}$$

$$\text{pH} = 12 \longrightarrow n_{\text{H}_3\text{O}^+} \ll n_{\text{OH}^-}$$

$$\text{D'où } n_{\text{Na}^+} = n_{\text{OH}^-} + n_{\text{Cl}^-}$$

$$\frac{m_1}{40} + \frac{m_2}{58,5} = n_{\text{OH}^-} + \frac{m_2}{58,5} \quad \text{soit} \quad \frac{m_1}{40} = [\text{OH}^-] \cdot V$$

$$m_1 = [\text{OH}^-] \cdot V \times 40 = 10^{-2} \times 7,5 \times 40 = 3$$

 **$m_1 = 3 \text{ g}$  : masse de NaOH**Donc  $m_2 = 8 - 3 = 5 \text{ g}$  **$m_2 = 5 \text{ g}$  : masse de NaCl**

3) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques :

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{\frac{m_2}{58,5}}{7,5} \quad [\text{Cl}^-] = \frac{\frac{5}{58,5}}{7,5} = 1,14 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

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

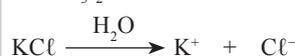
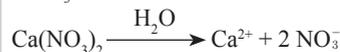
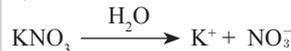
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$$

$$\text{D'où } [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Cl}^-]$$

$$\text{AN : } [\text{Na}^+] = 10^{-2} + 1,14 \cdot 10^{-2} = 2,14 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

**Exercice 12**

1) Volume des solutions



$$[\text{K}^+] = 0,5V_1 + V_3 = 0,25$$

$$\text{soit } 2V_1 + 4V_3 = 1 \quad (1)$$

$$[\text{NO}_3^-] = 0,5V_1 + 1,6V_2 = 0,25$$

$$\text{soit } 5V_1 + 16V_2 = 2,5 \quad (2)$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,8V_2 = 0,1 \Rightarrow V_2 = 0,125 \text{ L}$$

$$(2) \text{ donne : } 5V_1 + (16 \times 0,125) = 0,25$$

$$V_1 = 0,1 \text{ L}$$

$$(1) \text{ donne : } (2 \times 0,1) + 4V_3 = 1 \Rightarrow V_3 = 0,2 \text{ L}$$

Masse de solide :

$$m = [\text{Mg}^{2+}] \times M \times V \Rightarrow \text{AN : } m = 0,2 \times 203 \times 1$$

$$m = 40,6 \text{ g.}$$

2) Concentration molaire volumique en ion  $\text{Cl}^-$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_3 V_3 + 2 \frac{m}{M}}{V}$$

$$\text{AN : } [\text{Cl}^-] = \frac{(1 \times 0,2) + 2 \frac{40,6}{203}}{1}$$

$[\text{Cl}^-] = 0,6 \text{ mol/L}$

3) Vérification de l'électroneutralité

$$[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] + [\text{NO}_3^-] = 0,6 + 10^{-7} + 0,25 = 0,85 \text{ mol/L}$$

$$2[\text{Ca}^{2+}] + 2[\text{Mg}^{2+}] + [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{K}^+] = 2 \times 0,1 + 2 \times 0,2 + 10^{-7} + 0,25 = 0,85 \text{ mol/L}$$

L'électroneutralité est vérifiée.

### Exercice 13

1) Autoprotolyse de l'eau :



2) L'eau pure est neutre signifie qu'elle contient autant d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  que d'ions  $\text{OH}^-$ .

3) Produit ionique de l'eau : c'est la constante  $K_e$  dépendant de la température telle que :

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

4) 1) Montrons que  $\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_e$

Eau pure, d'où  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_e \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e}$$

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

$$\text{Donc } \text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_e$$

4.2) Tableau

t(°C)	20	30	38	50	60	80
$K_e(10^{-14})$	0,63	1,58	2,51	6,31	10	39,81
pH	7,1	6,9	6,8	6,6	6,5	6,2

### Exercice 14

1)

1.1) À cette température, le pH d'une solution neutre est tel que  $\text{pH} = -\frac{1}{2} \log K_e$

Or à 38°C,  $\text{pH} = 6,8$  pour une solution neutre.

Donc le sang humain est basique

1.2) Justification :

Le pH du sang est supérieur à 6,8.

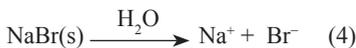
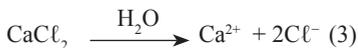
2) Le pH de la solution aqueuse à 60°C

$$K_e = 10^{-13} \text{ et } [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L.}$$

**Donc pH = 11**

### Exercice 15

1.1) La quantité de matière pour chaque ion :



$$n_{\text{Na}^+} = C_1 V_1 + \frac{m_4}{M_4} \quad n_{\text{Na}^+} = 0,12 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = C_1 V_1 + 2n_3 \quad n_{\text{Cl}^-} = 0,08 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = C_2 V_2 + n_3 \quad n_{\text{Ca}^{2+}} = 0,055 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Br}^-} = 2C_2 V_2 + \frac{m_4}{M_4} \quad n_{\text{Br}^-} = 0,15 \text{ mol}$$

1.2) La concentration molaire volumique de chaque ion :

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_{\text{Na}^+}}{V} = \frac{0,12}{0,25} = 0,48 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = \frac{0,08}{0,25} = 0,32 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V} = \frac{0,055}{0,25} = 0,22 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{n_{\text{Br}^-}}{V} = \frac{0,15}{0,25} = 0,6 \text{ mol/L}$$

2) Vérification de l'électroneutralité de la solution :

$$[\text{Na}^+] + 2[\text{Ca}^{2+}] = 0,48 + 2 \times 0,22 = 0,92 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-] = 0,32 + 0,6 = 0,92 \text{ mol/L}$$

**Conclusion :** La solution est électriquement neutre car  $[\text{Na}^+] + 2[\text{Ca}^{2+}] = [\text{Cl}^-] + [\text{Br}^-]$ .

### Exercice 16

1) Concentration molaire volumique C de la solution :

$$C = \frac{n}{V} \text{ avec } n = \frac{m}{M}, \text{ d'où } C = \frac{m}{MV}$$

$$\text{AN : } C = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

2) Inventaire des ions présents :  $\text{K}^+$  et  $\text{SO}_4^{2-}$

3) Concentrations molaires de ces ions :



$$[\text{K}^+] = 2C = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = C = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

4) Volume d'eau à ajouter :  
 $n_1 = n_r \quad CV = C'(V + V_e)$  avec  $V_e$  le volume d'eau à ajouter.

Soit  $V_e = \frac{CV}{C'} - V = \left(\frac{C}{C'} - 1\right) V$

AN :  $V_e = \left(\frac{10^{-2}}{2 \cdot 10^{-3}} - 1\right) \times 0,5 = 2 \text{ L}$

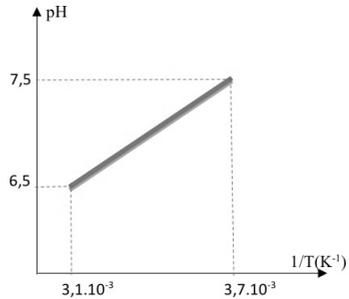
**Exercice 17**

1) Tableau

T(K)	273	288	298	303	333
pH	7,5	7,2	7,0	6,8	6,5
$\frac{1}{T} (10^{-3})(K^{-1})$	3,7	3,5	3,4	3,3	3,0

2) Courbe  $\text{pH} = f\left(\frac{1}{T}\right)$

Échelle  $\left\{ \begin{array}{l} 1\text{cm} \longleftrightarrow 10^{-4} \text{ K}^{-1} \\ 1\text{cm} \longleftrightarrow 0,1 \text{ pH} \end{array} \right.$



3) La courbe est une droite ne passant pas par l'origine du repère.

4.1) Calcul de A et B.  
 $A = 1750$  et  $B = 1,025$

On peut écrire :  $\text{pH} = \frac{1750}{T} + 1,025$

4.2) La valeur de la température pour laquelle  $\text{pH} = 7,3$ .

On trouve :  $T = 279 \text{ K}$

**Exercice 18**

1) Formules des ions :

Cations		Anions	
Ion calcium	$\text{Ca}^{2+}$	Ion chlorure	$\text{Cl}^-$
Ion magnésium	$\text{Mg}^{2+}$	Ion nitrate	$\text{NO}_3^-$
Ion sodium	$\text{Na}^+$	Ion sulfate	$\text{SO}_4^{2-}$
Ion potassium	$\text{K}^+$	Ion hydrogénocarbonate	$\text{HCO}_3^-$

2) Concentrations molaires volumiques en mmol/L :

Pour chaque espèce A, on a :  $[A] = \frac{C_m}{M}$  où  $C_m$  représente la concentration volumique massique et M la masse molaire.

Les différentes concentrations molaires volumiques calculées sont consignées dans les tableaux ci-dessous :

Ions	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{NO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{HCO}_3^-$
Concentration molaire (mmol/L)	0,26	0,25	0,35	0,14	0,21	0,065	0,07	1,05

Vérification de la neutralité électrique de la solution :

$\Sigma[+] = 2[\text{Ca}^{2+}] + 2[\text{Mg}^{2+}] + [\text{Na}^+] + [\text{K}^+] = 2 \times 0,26 + 2 \times 0,25 + 0,35 + 0,14 = 1,5 \text{ mol/L}$

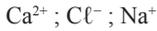
$\Sigma[-] = [\text{Cl}^-] + [\text{NO}_3^-] + 2[\text{SO}_4^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] = 0,21 + 0,065 + 2 \times 0,07 + 1,05 = 1,5 \text{ mol/L}$

L'électroneutralité de la solution est vérifiée.

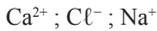
**Exercice 19**

1) Inventaire des ions présents :

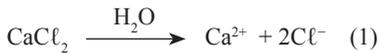
1.1) Dans la solution  $S_1$



1.2) Dans la solution  $S_2$



2) Électroneutralité de chaque solution :

**Solution  $S_1$** 

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{m_1}{M_1} = 2 \times \frac{11,1}{111} = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = 2 \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} = \frac{11,1}{111} + \frac{2,9}{58,5} = 0,25 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}^+} = \frac{m_2}{M_2} = \frac{2,9}{58,5} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\Sigma(+)=2 n_{\text{Ca}^{2+}} + n_{\text{Na}^+} = 0,25 \text{ mol}$$

$$\Sigma(-)=n_{\text{Cl}^-} = 0,25 \text{ mol}$$

$\Sigma(+)=\Sigma(-)$ ; donc la solution 1 est électriquement neutre.

**Solution  $S_2$** 

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{Ca}^{2+}}(S_1) + CV = 0,1 + (0,1 \times 0,25) = 0,125 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{Cl}^-}(S_1) + 2CV = 0,25 + 2 \times (0,1 \times 0,25) = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Na}^+} = n_{\text{Na}^+}(S_1) = 0,05 \text{ mol}$$

$$\Sigma(+)=2 n_{\text{Ca}^{2+}} + n_{\text{Na}^+} = 0,3 \text{ mol}$$

$$\Sigma(-)=n_{\text{Cl}^-} = 0,3 \text{ mol}$$

$\Sigma(+)=\Sigma(-)$ ; donc la solution 2 est électriquement neutre.

**Exercice 20**

1) Expression du produit ionique :

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

2)

2.1) Expression de la concentration des ions hydronium pour une solution neutre

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = K_e \text{ ou } [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e}$$

2.2) Expression du pH en fonction de  $K_e$

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

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_e} = -\frac{1}{2} \log K_e$$

3) pH d'une solution neutre à 37°C

$$\text{pH} = -\log \sqrt{2,4 \cdot 10^{-14}} = 6,8$$

4) Nature de la salive humaine à 37°C

pH (salive) > 6,8 à 37°C donc la salive humaine est basique à cette température (37°C).

IV. Exercices

Exercice 1

1)

1.1) Un acide fort est un acide qui s'ionise totalement dans l'eau avec formation d'ions  $H_3O^+$

1.2) Une base forte est une base qui s'ionise totalement dans l'eau avec formation d'ions  $OH^-$

2)

2.1) Deux exemples de monoacides forts :  
 $HCl$  : acide chlorhydrique  
 $HNO_3$  : acide nitrique

2.2) Deux exemples de monobases fortes :  
 $NaOH$  : hydroxyde de sodium  
 $KOH$  : hydroxyde de potassium

Exercice 2

- Utilité domestique des acides forts :

Les acides forts peuvent être utilisés comme **détartrants**.

- Utilité domestique des bases fortes :

Les bases fortes sont utilisées pour **déboucher les éviers**.

Exercice 3

1) (b)

2) (b)

Exercice 4

(c)

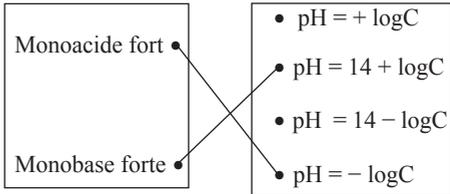
Exercice 5

Nature de la solution	Composés chimiques
Neutre	$CaCl_2$ ; $NaCl$
Acide	$HBr$ ; $HCl$ ; $HI$
Basique	$KOH$ ; $NaOH$

Exercice 6

(a)

Exercice 7



Exercice 8

1) Montrons que  $HNO_3$  est un acide fort  
 On a :  $pH = -\log C \Rightarrow pH = -\log 2 \cdot 10^{-3} = 2,7$  ;  
 donc  $HNO_3$  est un acide fort

2) Équation bilan de son ionisation dans l'eau  
 $HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

Exercice 9

1) Montrons que  $KOH$  est une base forte :  
 On a :  $pH = 14 + \log C \Rightarrow pH = 14 + \log 5 \cdot 10^{-4}$  ;  
**pH = 10,7**

$KOH$  est donc une base forte

2) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques :

Ce sont :  $K^+$  ;  $OH^-$  ;  $H_3O^+$   
 $pH = 10,7 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-10,7}$   
 $[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-11}$  mol/L

$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{2 \cdot 10^{-11}} = 5 \cdot 10^{-4}$  mol/L

$[K^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$  avec  $[H_3O^+] \ll [OH^-]$   
 Donc  $[K^+] = [OH^-] = 5 \cdot 10^{-4}$  mol/L

Exercice 10

1) Masse de  $NaOH$  à dissoudre :  
 $m = M \cdot C_b \cdot V_b$        **$m = 6 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 6 \text{ mg}$**

2) Calcul du pH

On a :  $\text{pH} = 14 + \log C \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log 3.10^{-2}$  ;  
**pH = 12,5**

### Exercice 11

1) Montrons que la réaction chimique entre HCl et H<sub>2</sub>O est totale :

On a :  $\text{pH} = -\log C \Rightarrow \text{pH} = -\log 2,5.10^{-3}$  ;

**pH = 2,6**

HCl est un acide fort ; donc sa réaction avec l'eau est totale.

2) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes :

Ce sont : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; OH<sup>-</sup> ; Cl<sup>-</sup>

$\text{pH} = 2,6 \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,6}$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5.10^{-3} \text{ mol/L}$

$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{2,5.10^{-3}} = 4.10^{-12} \text{ mol/L}$

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

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

$[\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,5.10^{-3} \text{ mol/L}$

3) Équation bilan

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

4) Volume d'eau à ajouter

Selon la loi de la conservation de la quantité de matière,  $\text{CV} = C'(V + V_e)$

$V_e = \left( \frac{C}{C'} - 1 \right) V \quad V_e = 75 \text{ mL}$

### Exercice 12

1) Concentrations molaires volumiques des ions présents :

Inventaire : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ; OH<sup>-</sup> ; Cl<sup>-</sup>

$\text{pH} = 3 \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$

$[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$

$[\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$

2) Volume V de HCl gazeux dissous

$V = n_{\text{HCl}} \cdot V_m$

avec  $n_{\text{HCl}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V_e$

$V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V_e \cdot V_m$

**$V = 4,48.10^{-3} \text{ L}$  ou  $V = 4,48 \text{ mL}$**

3) pH de la solution S'

On a :  $n_{\text{H}_3\text{O}^+}(\text{S}) = n_{\text{H}_3\text{O}^+}(\text{S}')$

$[\text{H}_3\text{O}^+]_S V_S = [\text{H}_3\text{O}^+]_{S'} (V_S + V_e)$

$10^{-3} \cdot 10 = 10^{-\text{pH}} \cdot (10 + 40)$

$10^{-\text{pH}} = \frac{10^{-3}}{5} \Leftrightarrow \text{pH} = 3 + \log 5 \Rightarrow \text{pH} = 3,7$

### Exercice 13

1) pH de la solution finale

Solution S<sub>1</sub> de NaOH ( $m_1 = 0,8 \text{ g}$  ;  $V_1 = 250 \text{ mL}$ )

Solution S<sub>2</sub> de NaOH ( $V_2 = 500 \text{ mL}$  ;  $\text{pH} = 12$ )

$[\text{OH}^-] = \frac{m_1}{(V_1 + V_2)M} + \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$

On obtient  $[\text{OH}^-] = 3,33.10^{-2} \text{ mol/L}$  ; d'où

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.10^{-13}$  et  $\text{pH} = -\log 3.10^{-13}$  ;

donc **pH = 12,5**

2) Équation de dissociation de la potasse

$\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$

3) Le pH de la solution préparée :

Solution de KOH ( $V_1 = 500 \text{ mL}$  ;  $\text{pH}_1 = 11,5$ )

Solution de NaOH ( $V_2 = 200 \text{ mL}$  ;  $\text{pH}_2 = 11$ )

$[\text{OH}^-] = \frac{1}{V_1 + V_2} (V_1 \times 10^{(\text{pH}_1 - 14)} + V_2 \times 10^{(\text{pH}_2 - 14)})$

$[\text{OH}^-] = 2,54.10^{-3} \text{ mol/L}$

D'où  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.10^{-12} \text{ mol/L}$

Donc **pH = 11,4**

### Exercice 14

1) Concentration molaire de la solution

$d = 1,33 \Rightarrow \rho = 1,33 \text{ g/cm}^3$  ou  $\rho = 1330 \text{ g/L}$

Dans 1L de solution commerciale, il y a en masse 37% de NaOH pur

On a  $m_o = 1330 \times 0,37 = 492,1 \text{ g}$  dans un litre de la solution commerciale

$C_o = \frac{m_o}{MV} = \frac{492,1}{40 \times 1} = 12,30 \text{ mol/L}$

2)

2.1) Volume de la solution commerciale S<sub>o</sub> à utiliser :

$\text{pH} = 12 \quad \text{pH} = 14 + \log C$

$C = 10^{12-14} = 10^{-2} \text{ mol/L}$

selon la conservation de la quantité de matière, on a :  $C_o V_o = CV$

c-à-d,  $V_o = \frac{C}{C_o} V \quad V_o = 0,8 \text{ mL}$

2.2) Description du protocole expérimental

- Prélève à l'aide d'une propipette 0,8 mL de la solution commerciale placée dans un bécher de 20 mL ;

- Verse le prélèvement dans une fiole jaugée

de 1 L contenant préalablement environ 100 mL d'eau distillée ;

- Homogénéise le mélange en agitant la fiole ;
- Complète à 1 L le contenu de la fiole jusqu'au trait de jauge.

### Exercice 15

1) Calcul du volume de gaz dissous :

$$V = \frac{m}{M} \times V_m \Rightarrow V = \mathbf{0,48 \text{ L ou } V = 480 \text{ mL}}$$

2) Équation bilan de l'ionisation de HCl :



3)

3.1) pH de la solution obtenue :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{m}{MV} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Donc **pH = 1,4**.

3.2) Concentrations molaires des espèces chimiques :

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

$$[\text{OH}^-] = \mathbf{2,5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}}$$

$$[\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

### Exercice 16

1) Concentration molaire de chaque espèce chimique dans le mélange :



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_1V_1 + C_2V_2 + C_3V_3}{V_1 + V_2 + V_3 + V_4}$$

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

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_1V_1}{V_T} \quad \text{AN : } [\text{Cl}^-] = \mathbf{10^{-4} \text{ mol/L}}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{C_2V_2}{V_T} \quad \text{AN : } [\text{NO}_3^-] = \mathbf{1,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{C_3V_3}{V_T} \quad \text{AN : } [\text{Br}^-] = \mathbf{1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{1,5 \cdot 10^{-2}} = \mathbf{6,62 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}}$$

2) pH du mélange :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \mathbf{\text{pH} = 1,8}$$

### Exercice 17

pH de la solution finale :

Soient :

Solution  $S_1$  de NaOH ( $m_1 = 0,8 \text{ g}$  ;  $V_1 = 500 \text{ mL}$ ) ;

Solution  $S_2$  de NaOH ( $V_2 = 1 \text{ L}$  ;  $\text{pH}_2 = 12$ ) ;

Solution  $S = S_1 + S_2$  ( $V_T = V_1 + V_2$  ;  $\text{pH} = ?$ ).

Déterminons la concentration en ions  $\text{OH}^-$  dans le mélange puis le pH.

$$[\text{OH}^-] = \frac{m_1}{M_1 V_T} + \frac{10^{(\text{pH}_2 - 14)} \cdot V_2}{V_T}$$

$$[\text{OH}^-] = \mathbf{2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$\text{D'où : } [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}}$$

$$\mathbf{\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = 12,3}$$

### Exercice 18

1) Un acide fort est un acide qui s'ionise totalement dans l'eau avec formation des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

2) Équation bilan



3) Concentration molaire volumique  $C_o$  de la solution commerciale :

$$d = 1,18 \quad \rho = 1,18 \text{ g/cm}^3 \quad \text{ou } \rho = 1180 \text{ g/L}$$

$$C_o = \frac{m_o}{M \cdot V} \quad C_o = \mathbf{11,31 \text{ mol/L}}$$

4) Volume  $V_o$

$$V_o = \frac{C}{C_o} \cdot V \quad \mathbf{V_o = 44,2 \text{ mL}}$$

### Exercice 19

1) Définition d'une dilution.

Une dilution consiste à ajouter de l'eau distillée dans une solution aqueuse.

2) Expression de la quantité de matière initiale de  $S_o$

$$n_o = C_o V_o$$

3) Les concentrations molaires volumiques  $C_1$ ,  $C_2$  et  $C_3$

$$\text{Bécher 1 : } C_1 = \frac{C_o V_o}{V_o + V_1} ; \text{AN : } C_1 = \mathbf{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

$$\text{Bécher 2 : } C_2 = \frac{C_o V_o}{V_o + V_2} ; \text{AN : } C_2 = \mathbf{2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

$$\text{Bécher 3 : } C_3 = \frac{C_o V_o}{V_o + V_3} ; \text{AN : } C_3 = \mathbf{1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

#### 4) Effet de la dilution

Plus une solution aqueuse est diluée, plus sa concentration molaire diminue.

#### Exercice 20

1) Relation entre la concentration molaire volumique en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et le pH.

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

2) Expression de la quantité de matière d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  :

2.1) de la solution  $S_1$  en fonction de  $V_1$  et  $\text{pH}_1$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1$$

2.2) de la solution  $S_2$  en fonction de  $V_2$  et  $\text{pH}_2$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2$$

2.3) de la solution S en fonction de  $V_1$ ,  $V_2$ ,  $\text{pH}_1$  et  $\text{pH}_2$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2$$

3) Montrons que le pH du mélange s'écrit :

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \left( \frac{10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \left( \frac{10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

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

$$\text{Donc } \text{pH} = -\log \left( \frac{10^{-\text{pH}_1} \cdot V_1 + 10^{-\text{pH}_2} \cdot V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

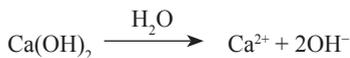
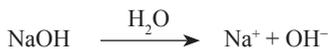
4) Calcul du pH

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{10^{-2,4} \times 0,2 + 10^{-3,6} \times 0,3}{0,2 + 0,3} \right)$$

$$\text{pH} = 2,8$$

#### Exercice 21

1) Les équations bilans



2) Expression de la quantité de matière des ions  $\text{OH}^-$  la solution de :

$$2.1) \text{NaOH} : n_{\text{OH}^-} = C_1 V_1$$

$$2.2) \text{Ca(OH)}_2 : n_{\text{OH}^-} = 2C_2 V_2$$

3)

3.1) pH de la solution de NaOH

$$\text{pH} = 14 + \log C_1 \quad \text{pH} = 13$$

3.2) pH de la solution de  $\text{Ca(OH)}_2$

$$\text{pH} = 14 + \log(2C_2) \quad \text{pH} = 11,3$$

3.3) pH du mélange

$$[\text{OH}^-] = \frac{C_1 V_1 + 2C_2 V_2}{V_1 + V_2} \text{ et } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]}$$

$$\text{pH} = 14 + \log \left( \frac{C_1 V_1 + 2C_2 V_2}{V_1 + V_2} \right)$$

$$\text{pH} = 12,1$$

4) Conclusion

Le pH varie quand la quantité de matière des ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  varie.

IV. Exercices

Exercice 1

1)

1.1) Un acide faible est un acide dont l'ionisation dans l'eau est partielle avec formation d'ions hydronium  $H_3O^+$ .

1.2) Une base faible est une base qui s'ionise partiellement dans l'eau en formant des ions hydroxyde  $OH^-$ .

2)

2.1) Deux acides faibles :

- acide éthanóïque ( $CH_3COOH$ )
- ion ammonium ( $NH_4^+$ )

2.2) Deux bases faibles :

- ion éthanóate ( $CH_3COO^-$ )
- ammoniac ( $NH_3$ )

Exercice 2

La dilution d'une base faible favorise l'ionisation et donc elle favorise la formation des ions  $OH^-$

Exercice 3

- 1) (c)      2) (b)

Exercice 4

1) Les équations de dissolution dans l'eau :



2) Rôle de l'eau dans chaque réaction chimique :

(1) et (2) : acide

(3) et (4) : base

3) Nature de chaque solution

(1) et (2) : basiques ; (3) et (4) : acides

Exercice 5

1) Montrons que l'acide éthanóïque est un acide faible

$$pH = -\log 10^{-1} = 1 \neq 2,9$$

Donc l'acide éthanóïque est un acide faible

2) Équation-bilan :



Exercice 6

1) Montrons que l'ammoniac est une base faible :

$$pH = 14 + \log 10^{-1} = 13 \neq 11,1$$

Donc l'ammoniac est une base faible

2) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes :

Inventaire :  $NH_3$  ;  $NH_4^+$  ;  $OH^-$  ;  $H_3O^+$

$$pH = 11,1; [H_3O^+] = 10^{-11,1}; [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{11,1-14}; [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-] \text{ avec } [H_3O^+] \ll [OH^-]$$

$$\text{Donc } [NH_4^+] = [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[NH_4^+] + [NH_3] = C$$

$$[NH_3] = C - [NH_4^+] \Rightarrow [NH_3] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

3) Coefficient d'ionisation de l'ammoniac :

$$\alpha = \frac{[NH_4^+]}{C} \quad \text{AN : } \alpha = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{10^{-1}} = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

Soit  $\alpha = 1,26 \%$

4) L'ammoniac est une base faible car  $\alpha \neq 1$ .

Exercice 7

$$HF \quad (C_1 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}; \text{pH} = 2,1)$$

$$HClO_2 \quad (C_2 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}; \text{pH} = 2,1)$$

1) Equations bilans



2) Étude qualitative de l'ionisation  
 $C_2 < C_1$  pour le même pH ; donc  $\text{HClO}_2$  s'ionise plus que HF.

3)

3.1) Bilan qualitatif des espèces chimiques :  
 Solution de HF :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{OH}^-$ , HF et  $\text{H}_2\text{O}$   
 Solution de  $\text{HClO}_2$  :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{ClO}_2^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HClO}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$ .

3.2) Bilan quantitatif des espèces chimiques  
 Solution de HF :

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.10^{-3} \text{ mol/L}$   
 $[\text{OH}^-] = 1,26.10^{-12} \text{ mol/L}$   
 $[\text{F}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 8.10^{-3} \text{ mol/L}$   
 $[\text{HF}] = C_1 - [\text{F}^-] = 10^{-1} - 8.10^{-3} = 9,2.10^{-2} \text{ mol/L}$   
 Solution de  $\text{HClO}_2$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.10^{-3} \text{ mol/L}$   
 $[\text{OH}^-] = 1,26.10^{-12} \text{ mol/L}$   
 $[\text{ClO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 8.10^{-3} \text{ mol/L}$   
 $[\text{HClO}_2] = C_2 - [\text{ClO}_2^-] = 10^{-2} - 8.10^{-3} = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$

4) Coefficient d'ionisation de chaque solution :  
 Solution de HF :

$$\alpha_1 = \frac{[\text{F}^-]}{C_1} = 8.10^{-2} \text{ soit } \alpha_1 = 8 \%$$

$$\alpha_2 = \frac{[\text{ClO}_2^-]}{C_1} = 0,8 \text{ soit } \alpha_2 = 80 \%$$

### Exercice 8

1) Montrons que le benzoate de sodium est une base faible :

$$\text{pH} = 14 + \log C = 14 + \log \frac{m}{MV}$$

$$\text{AN} : \text{pH} = 14 + \log \frac{0,144}{144 \times 0,1} = 12 \neq 8,1$$

Donc le benzoate de sodium est une base faible.

2) Équation-bilan



3) Concentration molaire volumique de chaque espèce chimique  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

Ce sont :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94.10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,26.10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = C = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :

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

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

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = C$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = C - [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = C - ([\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] - [\text{OH}^-])$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 1,26.10^{-6} \text{ mol/L}$$

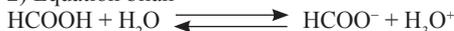
### Exercice 9

1) Montrons que l'acide méthanoïque est un acide faible

$$\text{pH} = -\log C = -\log 10^{-1} = 1 \neq 2,4$$

Donc l'acide méthanoïque est un acide faible.

2) Équation bilan



3) Concentrations molaires volumiques :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,4} ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 2,5.10^{-12} \text{ mol/L}$$

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

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98.10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

$$[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = C$$

$$[\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-]$$

$$[\text{HCOOH}] = 9,6.10^{-2} \text{ mol/L}$$

### Exercice 10

1) Coefficient d'ionisation

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 7,94.10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26.10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C} = 1,26.10^{-2}$$

Soit  $\alpha = 1,26 \%$

2) Comparaison

$$\alpha < 1$$

### Exercice 11

1) Montrons que la méthylamine est une base faible :

$$\text{pH} = 14 + \log \frac{m}{MV} \quad \text{pH} = 13,3 \neq 12$$

Donc la méthylamine est une base faible

2) Équation bilan



3) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques :

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-]; [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = C - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+];$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0,19 \text{ mol/L}$$

4) Coefficient d'ionisation  $\alpha$

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{C}$$

$$\alpha = 0,05 \text{ soit } \alpha = 5\%$$

### Exercice 12

1)

1.1) Quantité de matière des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  présents :

• Dans les solutions initiales

- Solution A :

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_a V_a = 0,1 \times 0,1 = 10^{-2} \text{ mol}$$

- Solution B :

$$n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = n_{\text{Na}^+} = C_b V_b = 0,1 \times 0,1 = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• Dans le mélange :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times (V_a + V_b) = 10^{-3} \times (0,1 + 0,1) = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Cherchons  $n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} = \frac{0,1 \times 0,1}{0,1 + 0,1} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :

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

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

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 5,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times (V_a + V_b) = 5,1 \cdot 10^{-2} \times (0,1 + 0,1)$$

$$n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

1.2) Conclusion : Après le mélange, la quantité de matière des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  diminue tandis que celle des ions  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  augmente.

2)

2.1) Équation-bilan de l'équilibre chimique :



2.2) Concentrations molaires volumiques des

espèces chimiques dans le mélange :

$$\text{pH} = 4,2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,2} = 6,31 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,58 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_a + V_b} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :

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

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

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

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

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{(0,1 \times 80) + (0,1 \times 20)}{80 + 20}$$

$$= 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

### Exercice 13

1)

1.1) Coefficient d'ionisation  $\alpha_A$  de la solution A.  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NH}_4^+$  et  $\text{NH}_3$  sont les espèces chimiques présentes.

$$\text{pH} = 11,1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11,1};$$

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

$$[\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité

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

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha_A = \frac{[\text{NH}_4^+]}{C} \quad \alpha_A = 1,26 \%$$

1.2)  $\text{NH}_3$  est une base faible car  $\alpha_A < 1$

2)

2.1) Coefficient d'ionisation  $\alpha_B$  de la solution B

$$\text{pH} = 5,1 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5,1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

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

Électroneutralité :

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

$$\text{Soit } [\text{NH}_4^+] = [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

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

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

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

$$[\text{NH}_3] = 7,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\alpha_B = \frac{[\text{NH}_3]}{C} \quad \alpha_B = 7,94 \cdot 10^{-5}$$

2.2)  $\text{NH}_4^+$  est un acide faible car  $\alpha_B < 1$ .

### Exercice 14

1) Coefficient d'ionisation de chaque solution  
Solution A :

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\alpha_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_A} = \frac{10^{-3}}{5 \cdot 10^{-2}} = 2 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha_A = 2 \% .$$

Solution B :

$$\text{pH} = 3,5 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\alpha_B = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_B} = \frac{3,16 \cdot 10^{-4}}{5 \cdot 10^{-3}} = 6,32 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha_B = 6,32 \% .$$

2) Influence de la dilution

$\alpha_B > \alpha_A$  donc la dilution favorise l'ionisation de l'acide éthanóïque dans l'eau.

### Exercice 15

1)

1.1) Concentrations molaires des espèces chimiques présentes :

Ce sont :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$

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

$$[\text{OH}^-] = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :

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

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

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

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

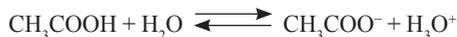
$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

1.2) Montrons que l'acide éthanóïque est un acide faible

$$\text{pH} = -\log 0,1 = 1 \neq 2,9$$

Donc l'acide éthanóïque est un acide faible.

1.3) Équation-bilan



1.4) Coefficient d'ionisation  $\alpha$

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C} \quad \alpha = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

Soit  $\alpha = 1,26 \% .$

2)

2.1) Concentration molaire volumique  $C'$  de la nouvelle solution acide :

$$C'(V + V_e) = CV$$

$$C' = C \cdot \frac{V}{V + V_e} = 0,1 \times \frac{10}{10 + 990}$$

$$C' = 10^{-3} \text{ mol/L} .$$

2.2) Coefficient d'ionisation  $\alpha'$

$$\text{pH} = 3,9 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,9} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 7,94 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L} .$$

Électroneutralité

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

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\alpha' = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C'} \quad \alpha' = 0,126$$

Soit  $\alpha' = 12,6 \% .$

2.3) Effet de la dilution sur l'équilibre d'ionisation de l'acide éthanóïque :

$\alpha < \alpha'$  donc la dilution favorise l'ionisation.

### Exercice 16

1) Équation-bilan



2) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques :

2.1) dans la solution initiale

Les espèces chimiques sont :

$$\text{H}_3\text{O}^+, \text{OH}^-, \text{CH}_3\text{COOH}, \text{Na}^+, \text{CH}_3\text{COO}^-$$

$$\text{pH} = 8,9 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,9} = 1,26 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{8,9-14} = 7,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

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

Électroneutralité :

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

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

$$\text{Donc } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] = C = 0,1 \text{ mol/L} .$$

Conservation de la matière :

$$\begin{aligned}
 [\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= C \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= C - ([\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-]) \\
 &= [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] \\
 [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 7,94 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} .
 \end{aligned}$$

2.2) dans la solution diluée :  
 Les espèces chimiques sont :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$   
 $\text{pH} = 8,4$   $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,4} = 3,98 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$   
 $[\text{OH}^-] = 10^{(8,4-14)} = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$   
 $[\text{Na}^+] = \frac{C}{10} = 0,01 \text{ mol/L}$ .

Électroneutralité :  
 $[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+]$   
 Or  $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-] \ll [\text{Na}^+]$   
 Donc  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] = C' = 0,01 \text{ mol/L}$ .

Conservation de la matière :  
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = C'$   
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = C' - ([\text{Na}^+] + [\text{H}_3\text{O}^+] - [\text{OH}^-])$   
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$   
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,51 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ .

3) Montrons que l'équilibre chimique s'est déplacé dans un sens à préciser :

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C} = \frac{7,94 \cdot 10^{-6}}{0,1} ; \alpha = 7,94 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha' = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C'} = \frac{2,51 \cdot 10^{-6}}{0,01} ; \alpha' = 2,51 \cdot 10^{-4}$$

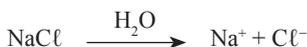
$\alpha < \alpha'$  donc il y'a eu une augmentation de molécules de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Conclusion : la dilution fait déplacer l'équilibre chimique dans le sens de la formation des molécules d'acide éthanóique.

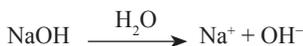
### Exercice 17

1) Équations bilans

Solution de NaCl :



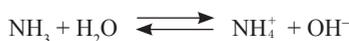
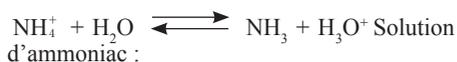
Solution de NaOH :



Solution de HCl :



Solution de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  :



2) Attribution de chaque valeur de pH :

Solution de NaCl :  $\text{pH} = 7$  car c'est une solution neutre.

Solution de NaOH :  $\text{pH} = 14 + \log 10^{-2} = 12$  car c'est une solution de base forte.

Solution de HCl :  $\text{pH} = -\log 10^{-2} = 2$  car c'est une solution d'acide fort.

Solution de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  :  $\text{pH} = 5,6$  car c'est une solution d'acide faible.

Solution de  $\text{NH}_3$  :  $\text{pH} = 10,6$  car c'est une solution de base faible.

3) Identification du contenu de chaque bécher :

Bécher	A	B	C	D	E
Contenu	HCl	$\text{NH}_3$	NaOH	NaCl	$\text{NH}_4\text{Cl}$

### Exercice 18

1) Expression de la concentration molaire volumique C en fonction de  $C_m$  et M :

$$C = \frac{C_m}{M}$$

2) Montrons que l'acide glycolique est un acide faible :

$$\text{pH} = -\log C = -\log \frac{1,52}{76} = 1,7 \neq 2,8$$

Donc l'acide glycolique est un acide faible.

3) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes :

Ce sont :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{A}^-$  et AH  
 $\text{pH} = 2,8$   $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,8} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$[\text{OH}^-] = 10^{(2,8-14)} = 6,31 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :

$$[\text{A}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ avec } [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

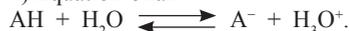
$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

$$[\text{AH}] + [\text{A}^-] = C \quad [\text{AH}] = C - [\text{A}^-]$$

$$[\text{AH}] = 1,84 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

4) Équation-bilan



### Exercice 19

1) Un acide faible est un acide qui s'ionise partiellement dans l'eau en produisant des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

2) Vérifions que  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  initiale est divisée par 10.

Solution initiale : pH = 2,9.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_i = 10^{-2,9} \text{ mol/L}$$

Solution diluée : pH = 3,9

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-3,9} \text{ mol/L}$$

$$\text{Soit : } \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_i}{[\text{H}_3\text{O}^+]_f} = 10 \text{ c-à-d } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_i}{10}$$

3) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques présentes :

3.1) dans la solution initiale :

$\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sont les espèces chimiques présentes

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{2,9-14} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L.}$$

Électroneutralité :

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

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

$$\text{Donc } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

Conservation de la matière :

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

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

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

3.2) dans la solution diluée :

$\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  sont les espèces chimiques présentes

$$\text{pH} = 3,9 ; [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{(3,9-14)} = 7,94 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

Électroneutralité :

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

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

$$\text{Donc } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

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

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

$$\text{avec } C' = \frac{C_0 V_0}{V} ; C' = \frac{0,1 \times 10}{1020} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Donc : } [\text{CH}_3\text{COOH}] = 8,74 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

4) Comparaison des résultats obtenus :

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

$$\alpha = 1,26 \%$$

$$\alpha' = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C'} = \frac{1,26 \cdot 10^{-4}}{0,001} = 1,26 \cdot 10^{-1}$$

$$\alpha' = 12,6 \%$$

$\alpha < \alpha'$  : La dilution favorise l'ionisation.

## Exercice 20

1) Équation d'ionisation de l'acide méthanoïque :  
 $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

2) L'ionisation est partielle car l'acide méthanoïque est un acide faible.

3)

3.1) Concentrations des espèces chimiques :

- dans la solution initiale

Ce sont :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HCOO}^-$  et  $\text{HCOOH}$ .

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{2,9-14} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L.}$$

Électroneutralité :

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

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

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

Conservation de la matière :

$$[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = C$$

$$[\text{HCOOH}] = C - [\text{HCOO}^-]$$

$$[\text{HCOOH}] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- dans la solution diluée :

$\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HCOO}^-$ ,  $\text{HCOOH}$  sont les espèces chimiques présentes

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{(3,4-14)} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L.}$$

Électroneutralité :

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

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

$$\text{Donc } [\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

Conservation de la matière :

$$[\text{HCOOH}] + [\text{HCOO}^-] = C'$$

$$[\text{HCOOH}] = C' - [\text{HCOO}^-]$$

$$\text{avec } C' = \frac{C}{10} = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{Donc : } [\text{HCOOH}] = 6,02 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

3.2) Quantité d'acide ionisé :

$$\alpha = \frac{[\text{HCOO}^-]}{C} = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,01} = 1,26 \cdot 10^{-1}$$

$$\alpha = 12,6 \%$$

$$\alpha' = \frac{[\text{HCOO}^-]}{C'} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4}}{0,001} = 3,98 \cdot 10^{-1}$$

4)  $\alpha' = 39,8 \%$  ;  $\alpha < \alpha'$  : La dilution favorise l'ionisation.



### Exercice 8

1) Déterminons le  $pK_A$  des couples :

Couple  $AH/A^-$  :

Les espèces chimiques présentes sont :

$H_3O^+$ ,  $OH^-$ ,  $A^-$ ,  $AH$

$$pH = 3,1 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-3,1} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{3,1-14} = 1,26 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :  $[A^-] + [OH^-] = [H_3O^+]$

Or  $[OH^-] \ll [H_3O^+]$

$$\text{Donc } [A^-] = [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

$$[AH] + [A^-] = C \Leftrightarrow [AH] = C - [A^-]$$

$$[AH] = 0,01 - 7,94 \cdot 10^{-4} = 9,21 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pK_A = pH - \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

$$pK_A = 3,1 - \log \frac{7,94 \cdot 10^{-4}}{9,21 \cdot 10^{-3}}$$

$$pK_A = 4,2$$

• Couple  $BH^+/B^-$  :

Les espèces chimiques présentes sont :

$H_3O^+$ ,  $OH^-$ ,  $BH^+$  et  $B^-$ .

$$pH = 10,7 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-10,7} = 2 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{(10,7-14)} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :  $[BH^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$

Or  $[H_3O^+] \ll [OH^-]$  donc  $[BH^+] = [OH^-]$

$$[BH^+] = [OH^-] = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

$$[BH^+] + [B^-] = C \Leftrightarrow [B^-] = C - [BH^+]$$

$$[B^-] = 0,01 - 5 \cdot 10^{-4} = 9,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pK_A = pH - \log \frac{[B^-]}{[BH^+]} = 10,7 - \log \frac{9,5 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-4}}$$

$$pK_A = 9,42$$

2)

2.1)  $BH^+$  est moins acide que  $AH$   
car  $pK_A(BH^+/B^-) > pK_A(AH/A^-)$ .

2.2)  $A^-$  est moins basique que  $B^-$   
 $pK_A(BH^+/B^-) > pK_A(AH/A^-)$ .

### Exercice 9

1) Selon Brønsted, une base est une espèce chimique qui capte un proton  $H^+$ .

2) Montrons que l'ammoniac est une base faible :

$$pH = 14 + \log 0,1 = 13 \neq 11,1$$

Donc l'ammoniac est une base faible.

3) Concentrations molaires volumiques des espèces chimiques :

Les espèces chimiques sont :  $H_3O^+$ ,  $OH^-$ ,  $NH_4^+$

et  $NH_3$

$$pH = 11,1 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-11,1} = 7,94 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{11,1-14} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Électroneutralité :  $[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$

$$[H_3O^+] \ll [OH^-] \text{ donc } [NH_4^+] = [OH^-]$$

$$[NH_4^+] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :  $[NH_3] + [NH_4^+] = C$

$$[NH_3] = C - [NH_4^+] = 0,1 - 1,26 \cdot 10^{-3}$$

$$[NH_3] = 9,87 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

4) Coefficient d'ionisation  $\alpha$  de l'ammoniac :

$$\alpha = \frac{[NH_4^+]}{C} \quad \alpha = \frac{1,26 \cdot 10^{-3}}{0,1} \quad \alpha = 1,26 \%$$

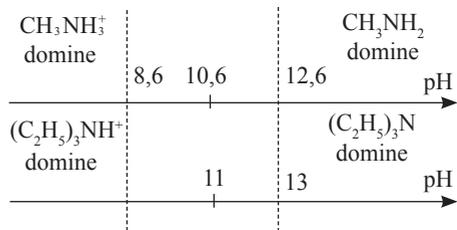
5)  $\alpha < 1$  donc l'ammoniac est une base faible.

### Exercice 10

1) - L'acide le plus fort est  $CH_3NH_3^+$  car le  $pK_A$  du couple auquel il appartient est plus petit

- La base la plus forte est  $(C_2H_5)_3N$  car le  $pK_A$  du couple auquel elle appartient est plus grand.

2) Zones de prédominance des différentes espèces :



### Exercice 11

1) Montrons que :

1.1) Pour  $pH = pK_A$ , on a  $[A^-] = [B] = \frac{C_0}{2}$

On a  $pH = pK_A + \log \frac{[B]}{[A]}$  et  $[A^-] + [B] = C_0$

Si  $pH = pK_A$  alors  $\log \frac{[B]}{[A]} = 0$  d'où  $\frac{[B]}{[A]} = 1$

Donc  $[A^-] = [B]$

Ainsi donc  $2[A^-] = 2[B] = C_0$

En définitive : Pour  $pH = pK_A$ , on a :

$$[A^-] = [B] = \frac{C_0}{2}$$

1.2) Pour  $pH \gg pK_A$ , on a :  $[B^-] \gg [A^-]$

et  $[B^-] \approx C_0$

On a  $pH = pK_A + \log \frac{[B^-]}{[A^-]}$  et  $[A^-] + [B^-] = C_0$



$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = [\text{OH}^-] = 2.10^{-3} \text{ mol/L}$$

Conservation de la matière :

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] + [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = C$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = C - [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 10^{-2} - 2.10^{-3}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 8.10^{-3} \text{ mol/L}$$

4) Valeurs de  $K_A$  et du  $pK_A$  du couple  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ / \text{CH}_3\text{NH}_2$

$$K_A = 2.10^{-11} \text{ et } pK_A = 10,7$$

### Exercice 14

1) Inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange :



2) Montrons que  $\frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{C_2 V_2}{C_1 V_1}$

$$\text{pH} = 5 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

Électroneutralité :

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

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

$$\text{Donc } [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

Conservation de la masse :

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] + [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$\text{En définitive, } \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{C_2 V_2}{C_1 V_1}$$

3) Déduisons que  $\frac{C_2 V_2}{C_1 V_1} = 10^{\text{pH} - pK_A}$

$$\text{On sait } \text{pH} = pK_A + \log \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

$$\text{Autrement, } \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = 10^{\text{pH} - pK_A}$$

$$\text{Or } \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{C_2 V_2}{C_1 V_1}$$

$$\text{donc } \frac{C_2 V_2}{C_1 V_1} = 10^{\text{pH} - pK_A}$$

4) Volume  $V_1$  d'acide benzoïque versé :

$$V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1 \times 10^{(\text{pH} - pK_A)}}$$

$$\text{AN : } V_1 = \frac{7.10^{-2} \times 50}{10^{-2} \times 10^{5-4,8}} = 55 \text{ mL}$$

### Exercice 15

1) Inventaire des espèces chimiques :  $\text{H}_3\text{O}^+, \text{OH}^-, \text{Na}^+, \text{CH}_3\text{COO}^-, \text{CH}_3\text{COOH}, \text{H}_2\text{O}$

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

$$\text{pH} = 4 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-10} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B}$$

Électroneutralité :

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

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

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

Conservation de la matière :

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

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B}$$

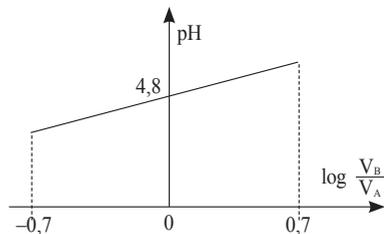
$$\text{En définitive : } \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{V_B}{V_A}$$

3) Courbe de  $\text{pH} = \log \frac{V_B}{V_A}$

Tableau des valeurs :

$V_A$ (mL)	25	20	15	10	5
$V_B$ (mL)	5	10	15	20	25
pH	4,0	4,35	4,8	5,0	5,4
$\log \frac{V_B}{V_A}$	-0,7	-0,3	0	0,3	0,7

4)



4.1) La courbe obtenue est une droite affine représentant  $\text{pH}$  en fonction de  $\log \frac{V_B}{V_A}$

Donc on peut écrire :  $\text{pH} = b + a \cdot \log \frac{V_B}{V_A}$

$$\text{avec } b = 4,8 \text{ et } a = \frac{\Delta \text{pH}}{\Delta \log \frac{V_B}{V_A}} = \frac{5,4 - 4,8}{0,7 - (-0,7)} = 1$$

**Finalement :  $\text{pH} = 4,8 + \log \frac{V_B}{V_A}$**

4.2) La valeur du  $pK_A$  du couple  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$  :

$$pK_A = 4,8$$

## Réactions acido-basiques. Solutions tampons

### IV. Exercices

#### Exercice 1

- 1) (b)      2) (a)      3) (d)

#### Exercice 2



2) Réaction totale et exothermique.

#### Exercice 3

- 1)  
 1.1)  $\text{AH} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$   
 1.2)  $\text{B} + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{BH}^+ + \text{H}_2\text{O}$

2) Réactions totales et exothermiques.

#### Exercice 4

L'équivalence acido-basique, c'est lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques de la réaction de dosage.

#### Exercice 5

- 1) Lorsqu'on fait réagir un acide fort sur une base forte, le pH à l'équivalence est **égal à 7**.  
 2) Lorsqu'on fait réagir un acide fort sur une base faible, le pH à l'équivalence est **inférieur à 7**.  
 3) Lorsqu'on fait réagir un acide faible sur une base forte, le pH à l'équivalence est **supérieur à 7**.

#### Exercice 6

- 1) Une solution tampon est une solution constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée.  
 2) Le pH d'une solution tampon :  
 - varie très peu lors d'une dilution modérée ;

- diminue très peu lors de l'ajout modéré d'un acide fort ;  
 - augmente très peu lors de l'ajout modéré d'une base forte.

3) Méthodes de préparation :

- Mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée.  
 - Mélange d'une solution d'un acide faible et d'une base forte à la demi-équivalence.  
 - Mélange d'une solution d'une base faible et d'un acide fort à la demi-équivalence.

#### Exercice 7

- 1) (a)      2) (c)

#### Exercice 8

- (b)      (d)

#### Exercice 9



2)

2.1)  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a \cdot V_a = 2.10^{-2} \times 10.10^{-3} = 2.10^{-4} \text{ mol}$

2.2)  $n(\text{OH}^-) = C_b \cdot V_b = 10^{-2} \times 5.10^{-3} = 5.10^{-5} \text{ mol}$

3) Le mélange est acide car  $n(\text{H}_3\text{O}^+) > n(\text{OH}^-)$ .

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

$$= \frac{n_r(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_t} = \frac{n_o(\text{H}_3\text{O}^+) - n_o(\text{OH}^-)}{V_t}$$

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

D'où  $\text{pH} = 2$ .

#### Exercice 10

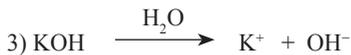


2) Ions présents :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{K}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{Cl}^-$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ;

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

$$[Cl^-] = \frac{n(Cl^-)}{V_t} = \frac{C_a V_a}{V_t} = 7,14 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$\text{EN : } [H_3O^+] + [K^+] = [OH^-] + [Cl^-] \Rightarrow [K^+] = 7,04 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$



$$n(\text{KOH}) = n(K^+) = C_b \cdot V_b = [K^+].$$

$$n(\text{KOH}) = 4,93 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

### Exercice 11



$$2.1) \text{ p}K_A = \text{pH} - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

Dans la solution  $S_1$  :  $H_3O^+$  ;  $OH^-$  ;  $NH_4^+$  ;  $NH_3$ ,

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,26 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$\text{ENE : } [NH_4^+] = [OH^-] - [H_3O^+] = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$\text{ECM : } [NH_3]_0 = [NH_4^+] + [NH_3] \Rightarrow [NH_3]$$

$$= C_b - [NH_4^+] = 3,92 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{D'où : } \text{p}K_A = \text{pH} - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 9,2.$$

2.2) Si le pH = 9,2, c'est que le mélange est une solution tampon. C'est la demi-équivalence de la réaction de dosage entre la solution d'ammoniac et l'acide chlorhydrique ;

$$V_a = \frac{V_c}{2} \text{ or } C_b \cdot V_b = C_a \cdot V_c = C_a \cdot 2V_a$$

$$\Rightarrow V_a = \frac{C_b \cdot V_b}{2C_a} = 1,33 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 13,3 \text{ mL.}$$

3) Le pH d'une solution tampon :

- varie très peu lors d'une dilution modérée ;
- diminue très peu lors de l'ajout modéré d'un acide fort ;
- augmente très peu lors de l'ajout modéré d'une base forte.

### Exercice 12

1) Equation - bilan



2) Concentrations molaires

2.1)  $H_3O^+$  ;  $Na^+$  ;  $OH^-$  ;  $CH_3COO^-$  ;  $CH_3COOH$ .

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1,82 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 5,49 \cdot 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1};$$

$$[Na^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a + V_b}; \text{ AN : } [Na^+] = \frac{10^{-1} \times 50}{150};$$

$$[Na^+] = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$\text{EN : } [CH_3COO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] - [OH^-] = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[CH_3COOH] + [CH_3COO^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b}$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} - [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} - [CH_3COO^-]$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH] = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2.2) \text{ p}K_A = \text{pH} - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4,74$$

$$\Rightarrow \text{p}K_A = \text{pH} \Rightarrow \text{Solution tampon.}$$

### Exercice 13

1) et 2)

1<sup>ère</sup> méthode : mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée. 50 mL de chlorure d'ammonium de concentration  $C_3 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et 50 mL d'ammoniac de concentration  $C_4 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

2<sup>ème</sup> méthode : mélange d'un acide faible et d'une base forte à la demi-équivalence.

50 mL de chlorure d'ammonium de concentration  $C_3 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et 50 mL d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_2 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

3<sup>ème</sup> méthode : mélange d'une base faible et d'un acide fort à la demi-équivalence.

50 mL d'ammoniac de concentration  $C_4 = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  et 50 mL acide chlorhydrique de concentration  $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

### Exercice 14

1) L'équivalence acido-basique, c'est lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage.

2)

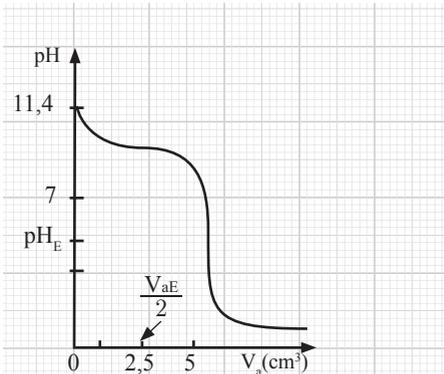
$$2.1) C_a = \frac{n_a}{V_a} = \frac{m}{M \cdot V_a} = \frac{1,83}{36,51} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

2.2) À l'équivalence,  $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

$$\Rightarrow V_a = \frac{C_b \cdot V_b}{C_a} = 5 \text{ cm}^3$$

3) Courbe pH = f(V<sub>a</sub>)

$$\text{pH} = 11,4 \text{ pour } V = 0; \text{ p}H_E < 7; V_{aE} = 5 \text{ cm}^3.$$



### Exercice 15

- $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- Ions présents :  $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{Na}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{Br}^-$ .  
 $\text{pH} = 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  
 $[\text{Br}^-] = \frac{C_a V_a}{V_t}$  avec  $C_a = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5}$   
 $= 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .  
 $\Rightarrow [\text{Br}^-] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- ENE :  $[\text{Na}^+] = [\text{Br}^-] + [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+]$   
 $= 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- $[\text{Na}^+] \cdot V_t = C_b \cdot V_b \Rightarrow C_b = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$   
 $\text{pH} = 14 + \log C_b = 11,5$ .

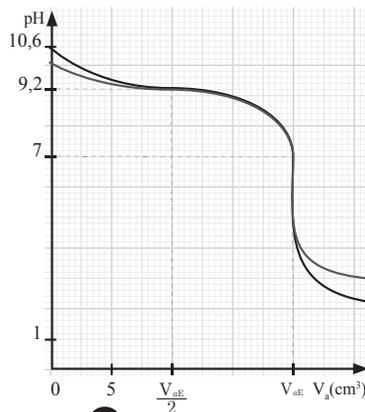
### Exercice 16

- $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- Réactif en excès :  
 $n_0(\text{H}_3\text{O}^+) = C_a \cdot V_a = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   
 $n_0(\text{OH}^-) = C_b \cdot V_b = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$   
 $n_0(\text{H}_3\text{O}^+) > n_0(\text{OH}^-)$  donc l'acide chlorhydrique est en excès.
- Le mélange est acide car  $n_0(\text{H}_3\text{O}^+) > n_0(\text{OH}^-)$
- $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{K}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{Cl}^-$   
 $[\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_t} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  
 $[\text{K}^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_t} = 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   
 $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n_0(\text{H}_3\text{O}^+) - n_0(\text{OH}^-) = C_a \cdot V_a - C_b \cdot V_b$   
 $= 10^{-3} \text{ mol}$   
D'où  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_b \cdot V_b}{V_t} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  
 $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
- $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2$ .

### Exercice 17

- L'équivalence acido-basique, c'est lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage.
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
  - $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{O}^+$  ;  $\text{OH}^-$  ;  $\text{NH}_4^+$  ;  $\text{NH}_3$   
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  
 $[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  
ENE :  $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] - [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$  ;  
ECM :  $[\text{NH}_3]_0 = [\text{NH}_4^+] + [\text{NH}_3]$   
 $\Rightarrow [\text{NH}_3] = C_b - [\text{NH}_4^+] = 9,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
  - $\text{pK}_A = \text{pH} - \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 9,2$
  - $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b \Rightarrow V_a = \frac{C_b \cdot V_b}{C_a} = 20 \text{ mL}$
  - Solution acide.
- voir courbe. À l'équivalence :  
 $V_{aE} = 20 \text{ mL}$  ;  $\text{pH}_E < 7$  ;  
Pour  $V_a = 0$ ,  $\text{pH} = 10,6$ .

4.2) voir courbe



### Exercice 18

- La demi-équivalence acido-basique est obtenue lorsque le volume à l'équivalence est divisé par 2.

2)

$$2.1) C_1 \cdot V_1 = C_b \cdot V_{b1} \Rightarrow C_1 = \frac{C_b \cdot V_{b1}}{V_1} = 6 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$2.2) C_2 \cdot V_2 = C_b \cdot V_{b2} \Rightarrow C_2 = \frac{C_b \cdot V_{b2}}{V_2} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

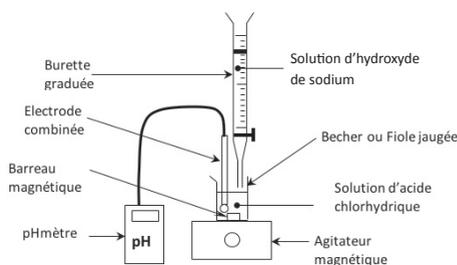
3)  $-\log C_1 = 1,22$ ;  $-\log C_2 = 2 = \text{pH}_2 \Rightarrow$  donc  $\text{S}_2$  est la solution d'acide chlorhydrique car

la relation  $\text{pH} = -\log C$  pour les monoacides forts est vérifiée.

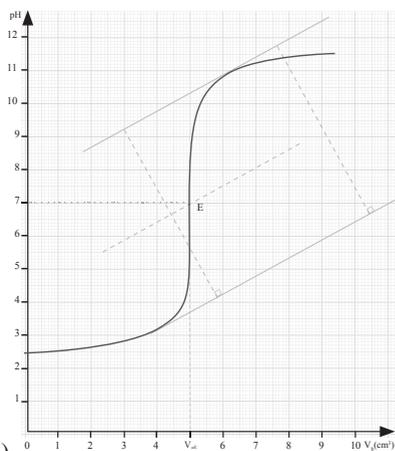
$\text{S}_1$  est la solution d'acide éthanóique.

### Exercice 19

1) Dispositif expérimental :



3) voir papier millimétré.



4)

4.1) Coordonnées du point d'équivalence :  $E(V_{bE} = 5 \text{ cm}^3 ; \text{pH}_E = 7)$

$$4.2) C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_{bE}}{V_a} ; C_a = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

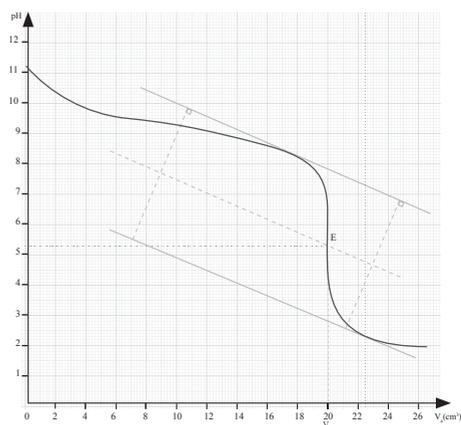
$$4.3) C_0 \cdot V_0 = C_a \cdot V_a \Rightarrow C_0 = \frac{C_a \cdot V_a}{V_0} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

4.4) Solution  $\text{S}$  :  $\text{pH} = -\log C_a = 2,4$  ;  
Solution  $\text{S}_0$  :  $\text{pH}_0 = -\log C_0 = 1$

### Exercice 20



2) Courbe  $\text{pH} = f(V_A)$



3)

3.1) Coordonnées du point d'équivalence :  $E(V_{aE} = 20 \text{ cm}^3 ; \text{pH}_E = 5,2)$

$$3.2) C_a \cdot V_{aE} = C_b \cdot V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a \cdot V_{aE}}{V_b} = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$3.3) \text{pK}_A = \text{pH} \text{ à la demi-équivalence} \Rightarrow \text{pour } \frac{V_{aE}}{2} = 10 \text{ cm}^3,$$

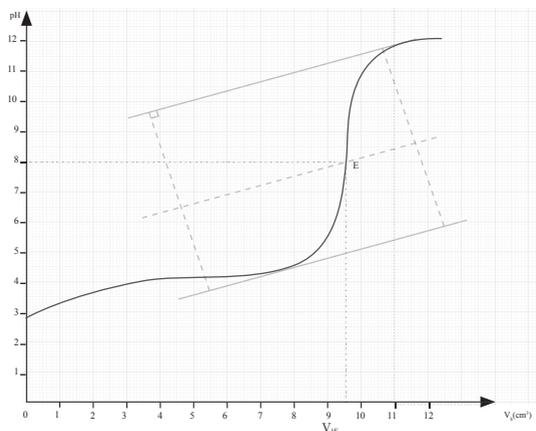
$$\text{pK}_A = \text{pH} = 9,2.$$

4) B est l'ammoniac.

### Exercice 21



2) Courbe  $\text{pH} = f(V_A)$



- 3)  
 3.1) Coordonnées du point d'équivalence E : E( $V_{bE} = 9,5 \text{ cm}^3$  ;  $\text{pH}_E = 8$ )  
 3.2)  $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{bE} \Rightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_{bE}}{V_a} = 2,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$   
 3.3)  $m_a = n_a \cdot M_a = C_a \cdot V_a \cdot M_a$  avec  $M_a = 176 \text{ g.mol}^{-1}$  ; AN :  $m_a = 2,85 \cdot 10^{-2} \times 0,1 \times 176 \Rightarrow m_a = 5 \cdot 10^{-1} \text{ g}$ .  
 3.4)  $\text{pK}_A = \text{pH}$  à la demi-équivalence  $\Rightarrow$  pour  $\frac{V_{bE}}{2} = 4,75 \text{ cm}^3$  ,  $\text{pK}_A = \text{pH} = 4$ .

## Leçon

# 6

## Dosage acido-basique

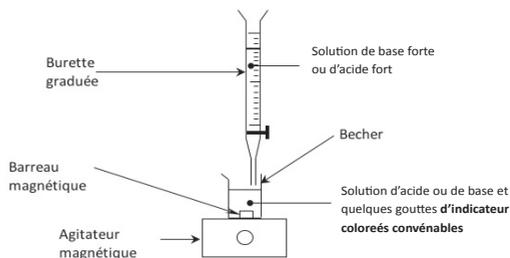
### IV. Exercices

#### Exercice 1

- 1) Le dosage d'une solution acide ou basique consiste à rechercher la concentration molaire volumique de l'espèce acide ou base présente dans cette solution.
- 2) Le dosage pH-métrique et le dosage colorimétrique.

#### Exercice 2

Dispositif expérimental du dosage colorimétrique :



**Exercice 3**

② ; ③ ; ⑤

**Exercice 4**

Lors d'un dosage, l'indicateur coloré choisi est celui dont la zone de virage contient le pH du point d'équivalence.

**Exercice 5**

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

**Exercice 6**

2) Le mélange est acide à l'équivalence.

$$3) \text{À l'équivalence : } C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b \Rightarrow C_b = \frac{C_a \cdot V_a}{V_b} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

**Exercice 7**

$$1) \text{pH}_E = 7$$

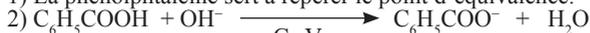
2) – Le saut de pH diminue.

– La pente de la courbe de dosage diminue autour du point d'équivalence.

3) Le point d'équivalence n'est pas modifié car à l'équivalence, tout l'acide et toute la base ont réagi.

**Exercice 8**

1) La phénolphtaléine sert à repérer le point d'équivalence.



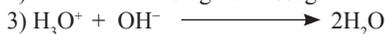
$$3) C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

4) Le mélange est basique à l'équivalence.

**Exercice 9**

1) Un indicateur coloré sert à repérer le point d'équivalence.

2) Le BBT car il s'agit du dosage d'un acide fort par une base forte.



4)

$$4.1) C \cdot V_a = C_b \cdot V_b \Rightarrow C = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$4.2) \text{pH} = -\log C = 1,7$$

**Exercice 10**

1) L'équivalence acido-basique, c'est lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques de la réaction de dosage.

2)

2.1) Un indicateur coloré permet, par un changement de couleur, de déterminer le point d'équivalence au cours d'un dosage acido-basique.

2.2) La phénolphthaléine car le pH à l'équivalence est supérieur à 7 lors du dosage d'un acide faible par une base forte.

- 3) 3.1)  $C \cdot V_a = C_b \cdot V_b \Rightarrow C = \frac{C_b \cdot V_b}{V_a} = \frac{5 \cdot 10^{-1} \cdot 15}{20} = 3,75 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 3.2)  $C' \cdot V_0 = C \cdot V_a \Rightarrow C' = \frac{C \cdot V_a}{V_0} = \frac{3,75 \cdot 10^{-1} \cdot 20}{10} = 7,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 3.3) Pour 1 L  $\Rightarrow 7,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$  de vinaigre donc pour 100 mL  $\Rightarrow 7,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  de vinaigre.  
D'où  $d = 7,5 \cdot 10^{-2} \times 60 = 4,5^\circ$
- 4) Présence d'un autre acide dans le vinaigre.

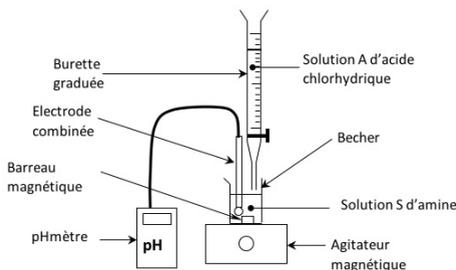
### Exercice 11

- 1) 1.1) La dilution  
1.2) pipette graduée de 1 mL ; fiole jaugée de 100 ml ; pissette d'eau distillée.  
1.3) Le BBT car dosage d'un acide fort par une base forte.
- 2)  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) 3.1)  $C \cdot V_s = C_a \cdot V_a \Rightarrow C = \frac{C_a \cdot V_a}{V_s} = 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 3.2)  $C_0 \cdot V_0 = C \cdot V_s \Rightarrow C_0 = \frac{C \cdot V_s}{V_0} = 10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 3.3) Pour 1 L de solution,  $n = 10 \text{ mol} \Rightarrow m = n \cdot M = 10 \times 40 = 400 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- 4) Calculons la masse d'un litre de solution commerciale à partir de la densité de la solution :
- $d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}} \Rightarrow \rho = d \cdot \rho_{\text{eau}} = 1230 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$  et  $m_s = \rho \cdot V = 1230 \text{ g}$
- d'où  $\% = \frac{400 \times 100}{1230} = 32,5\%$ . Le pourcentage est correct.

### Exercice 12

1) L'équivalence acido-basique, c'est lorsque les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de la réaction de dosage.

2)



3)

- 3.1)  $C_B \cdot V_B = C_A \cdot V_E \Rightarrow C_B = \frac{C_A \cdot V_E}{V_B} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 3.2) Dosage d'une base faible par un acide fort :  $\text{pH} = \text{pK}_a$  à la demi-équivalence.  
D'où  $\text{pK}_a = \text{pH}_M = 9,8$ .
- 3.3) Soit B :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NH}_2$
- $M_B = \frac{m}{C_B \cdot V_B} = 14n + 17 \Rightarrow n = 3 \Rightarrow \text{B} : \text{C}_3\text{H}_9\text{N}$

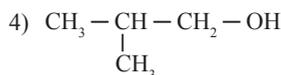
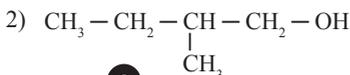
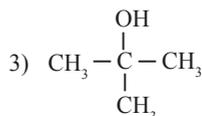
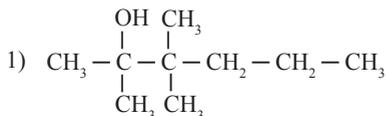


**Exercice 3**

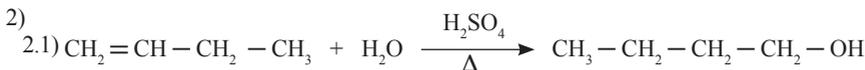
Alcool primaire	Alcool secondaire	Alcool tertiaire
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \text{CH}_3 - \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{cc} \text{OH} & \text{OH} \\   &   \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{C}_2\text{H}_5 & \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\   &   \\ \text{CH}_3 & \text{CH}_3 \end{array}$

**Exercice 4**

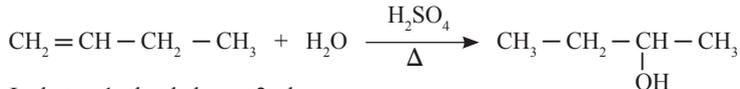
1) Éthanol ; 2) 2-méthylpropan-2-ol ; 3) 2,2-diméthylbutan-1-ol ; 4) 2-méthylpropan-1-ol.

**Exercice 5****Exercice 6**

1) Préparation d'un alcool :  
- Hydratation d'un alcène.  
- fermentation du glucose ou d'un sucre fermentescible.



et



2.2) Le butan-1-ol et le butan-2-ol

2.3) Le butan-2-ol

**Exercice 7****Exercice 8**

	Nom de la réaction chimique de l'éthanol	Produits de la réaction
1	Déshydratation intramoléculaire à 450° C en présence d'alumine $\text{Al}_2\text{O}_3$ .	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2	Combustion dans le dioxygène	$2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
3	Déshydratation intermoléculaire	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4	Réaction avec le sodium (oxydoréduction)	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^- + \text{Na}^+ + \frac{1}{2}\text{H}_2$

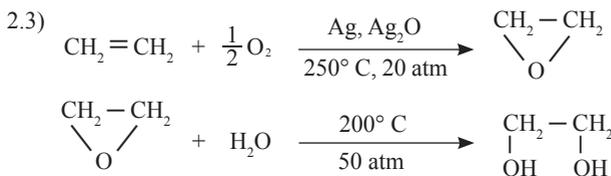
**Exercice 9**

1) Un polyalcool est un composé organique comportant plusieurs groupements hydroxyle -OH portés par des atomes de carbone tétraédriques distincts.

2)



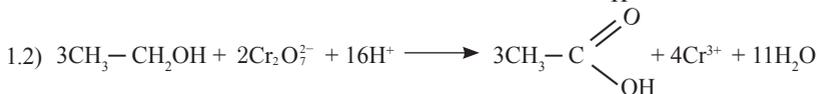
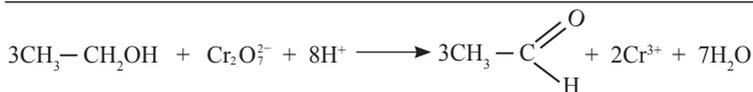
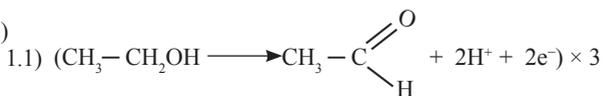
2.2) Éthan-1,2-diol et propan-1,2,3-triol



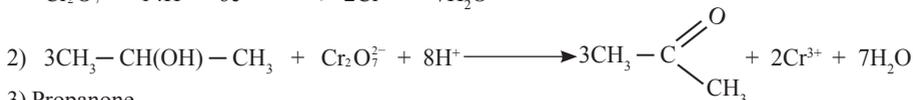
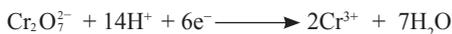
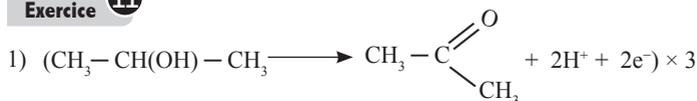
2.4) Voir 2.3).

**Exercice 10**

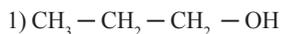
1)



2) 1<sup>er</sup> cas : éthanal ; 2<sup>ème</sup> cas : acide éthanoïque.

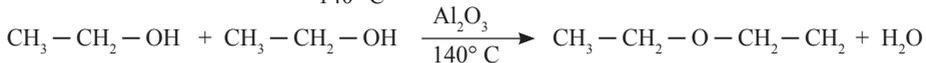
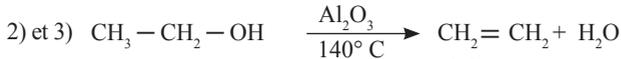
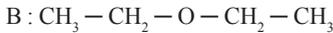
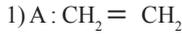
**Exercice 11**

3) Propanone.

**Exercice 12**

- 2)  $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$  propène.  
 3)  $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$  Propan-2-ol

**Exercice 13**



**Exercice 14**



2) A : propanone

3) Masse de A :  $\frac{x}{5} = \frac{y}{5} \Rightarrow x = y \Rightarrow \frac{m_0}{M_0} = \frac{m_A}{M_A} \Rightarrow m_A = \frac{m_0}{M_0} \cdot M_A = 30,93 \text{ g}$

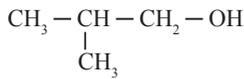
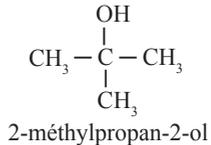
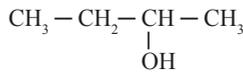
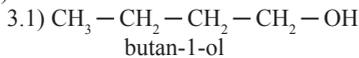
**Exercice 15**

- 1) -  $\text{A}_2$  est un alcool car il réagit avec le sodium pour donner du dihydrogène et une solution basique.  
 -  $\text{A}_1$  est un aldéhyde car il réagit avec la 2,4-DNPH pour donner un précipité jaune orangé.  
 -  $\text{A}_3$  est donc l'alcane non ramifié.

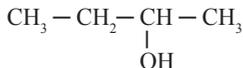
2) Formule brute de  $\text{A}_2$  :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$

$M(\text{A}_2) = 14n + 18 = 74 \Rightarrow n = 4$ . D'où  $\text{A}_2$  :  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

3)



3.2)  $\text{A}_2$  est un alcool secondaire : c'est le butan-2-ol.



4)  $\text{A}_3$  est donc l'alcane non ramifié : c'est le butane.

$\text{A}_1$  est un aldéhyde non ramifié : c'est le butanal.

**Exercice 16**

1)

1.1) B est un alcool primaire car son oxydation ménagée par un excès de dichromate de potassium donne un acide carboxylique (le composé C qui rougit le papier pH est un acide).

1.2) Groupe fonctionnel de B :  $\begin{array}{c} | \\ -\text{C}-\text{OH} \\ | \end{array}$

2)

2.1) Formule brute de B :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$

$$M(\text{B}) = 14n + 18$$

$$\% \text{O} = \frac{16 \times 100}{14n + 18} = 21,6 \Rightarrow n = 4. \text{ D'où B : } \text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$$

2.2) Voir exercice 15, consigne 3.1).

3) B est un alcool primaire non ramifié : c'est le butan-1-ol.

### Exercice 17

1)

1.1) Le composé A est un alcool secondaire car il réagit avec un excès de dichromate de potassium en milieu acide pour donner un composé carbonylé.

1.2) Le composé B est une cétone car il réagit avec la 2,4-DNPH pour donner un précipité orangé et il est le produit d'oxydation d'un alcool secondaire.

2) Formule brute de A :  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

$$\frac{M_A}{100} = \frac{60}{100} = \frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{16z}{\%O} = 0,6 \text{ g} \Rightarrow x = 3 ; y = 8 ; z = 1. \text{ D'où A : } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}$$

3)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  Propan-1-ol

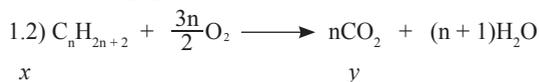


4) A est un alcool secondaire : c'est le propan-2-ol

### Exercice 18

1)

1.1) A :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$



$$2) \frac{x}{1} = \frac{y}{n} \Rightarrow nx = y = \frac{V}{V_m} \Rightarrow n = 4. \text{ D'où A : } \text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$$

3) Voir exercice 15, consigne 3.1).

4) L'alcool A est primaire et ramifié : c'est le 2-méthylpropan-1-ol.

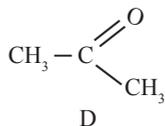
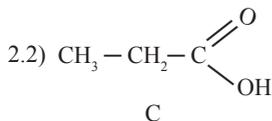
### Exercice 19

1) A : alcool primaire ; B : alcool secondaire

2)

2.1)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  Propan-1-ol





4)

4.1) Masse  $m_A$  :

$m_A = x \cdot M_A$  avec  $x = C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$  et  $M_A = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$m_A = 6,78 \text{ g}$

4.2)  $m_B = m - m_A = 11,22 \text{ g}$ .

4.3)  $\% A = \frac{6,78 \cdot 100}{18} = 37,66 \%$  et  $\% B = \frac{11,22 \cdot 100}{18} = 62,33\%$

## Leçon 2

### Composés carbonylés : Aldéhydes et cétones

#### IV. Exercices

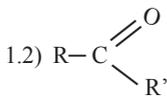
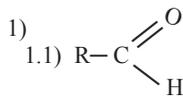
##### Exercice 1

(b) ; (d) ; (e) ; (g).

##### Exercice 2

P1- V ; P2- F ; P3 -F ; P4- V.

##### Exercice 3

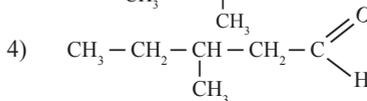
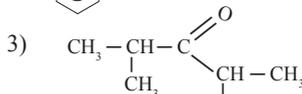
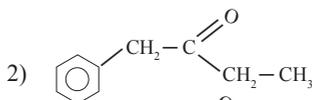
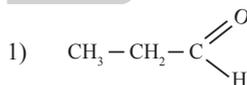


2)  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

##### Exercice 4

- 1) 3-méthylbutanal
- 2) 2,2-diméthylpropanal
- 3) propanone
- 4) 3-méthylbutan-2-one

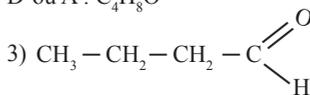
##### Exercice 5



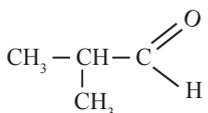
##### Exercice 6

1)  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

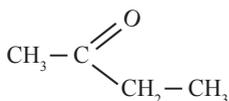
2)  $M(A) = 14n + 16 = 72 \Rightarrow n = 4$ .  
D'où A :  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$



butanal



2-méthylpropanal



Butan-2-one

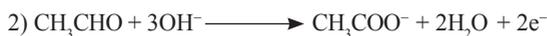
### Exercice 7

1) Dans un tube à essai contenant un composé carbonylé, on verse quelques gouttes d'une solution de 2,4-DNPH. Il se forme un précipité jaune orangé.

2) Les aldéhydes possèdent des propriétés réductrices qui les distinguent des cétones. Les aldéhydes réduisent la liqueur de Fehling et le nitrate d'argent ammoniacal (test de Tollens). Ils réagissent également avec le réactif de Schiff.

### Exercice 10

1) Réaction d'oxydoréduction.

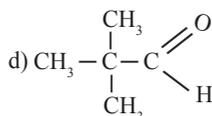
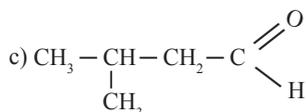
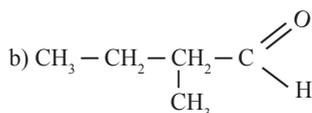
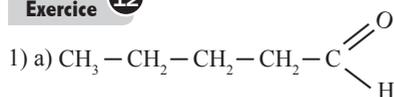


### Exercice 11

1) Réaction d'oxydoréduction.



### Exercice 12



### Exercice 8

1) Le produit formé à partir du propan-1-ol est un acide carboxylique. On ne peut le caractériser ni avec la 2,4-DNPH ni avec le réactif de Schiff.

Le produit formé à partir du propan-2-ol est une cétone. On peut le caractériser avec la 2,4-DNPH. Mais les cétones ne réagissent pas avec le réactif de Schiff.

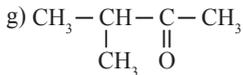
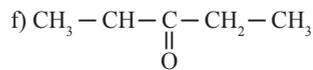
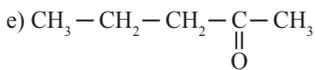
2) La propanone réagit avec la 2,4-DNPH pour donner un précipité jaune orangé.

### Exercice 9

Réactif de Schiff  $\Rightarrow$  Aldéhyde

2,4-DNPH  $\Rightarrow$  Aldéhyde et Cétone

Liqueur de Fehling  $\Rightarrow$  Aldéhyde



2)

a/ Pentanal ; b/ 2-méthylbutanal ; c/ 3-méthylbutanal ; d/ 2,2-diméthylpropanal ; e/ pentan-2-one ; f/ pentan-3-one ; g/ 3-méthylbutan-2-one.

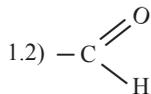
3) Ce sont les aldéhydes (04).

4) Les aldéhydes possèdent des propriétés réductrices.

### Exercice 13

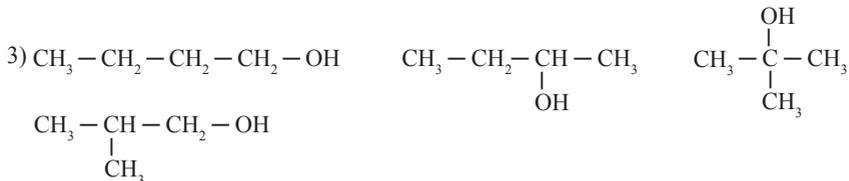
1)

1.1) Le composé A est un aldéhyde.

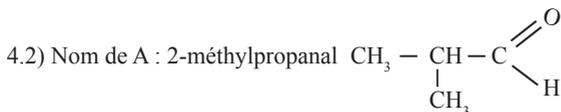


2) Formule de l'alcool B :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$

$$M(\text{B}) = 14n + 18 \text{ et } \% \text{O} = \frac{16 \times 100}{14n + 18} = 21,64 \Rightarrow n = 4. \text{ D'où B : } \text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$$

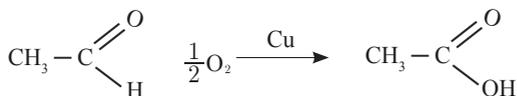
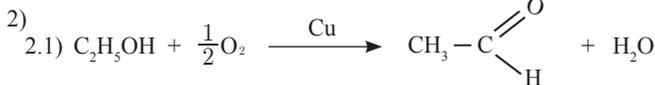


Dans l'ordre : butan-1-ol ; butan-2-ol ; 2-méthylpropan-2-ol ; 2-méthylpropan-1-ol .

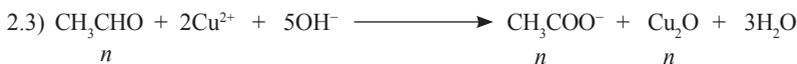


### Exercice 14

1) Une oxydation ménagée est une réaction au cours de laquelle la chaîne carbonée du composé organique est conservée.



2.2) éthanol ; éthanal ; acide éthanoïque.



3) 3.1) Éthanal :  $n = \frac{m}{M} = \frac{42,9}{143} = 0,3 \text{ mol}$ .

Quantité de matière totale d'éthanal :  $n_1 = 2.n = 0,6 \text{ mol}$ .

3.2) acide éthanoïque :  $n_a = C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b = 0,1 \text{ mol}$

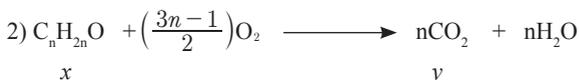
Quantité de matière totale d'acide éthanoïque :  $n_2 = 2.n_a = 0,2 \text{ mol}$ .

3.3) Quantité de matière d'éthanol restant :

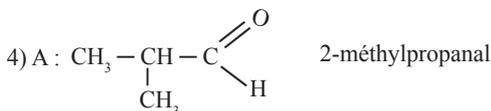
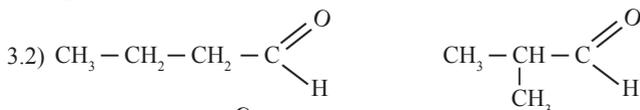
$$n_3 = n_{\text{total}} - (n_1 + n_2) = 0,2 \text{ mol}$$

### Exercice 15

1) A est un aldéhyde car il réagit avec la 2,4-DNPH et le nitrate d'argent ammoniacal.



3) 3.1)  $\frac{x}{1} = \frac{y}{n} \Rightarrow n = 4$ . D'où A a pour formule brute :  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$



### Exercice 16

1)

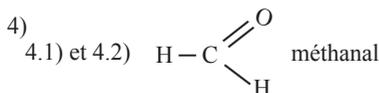
1.1) B est un aldéhyde car il réagit avec le réactif de Tollens.

1.2) Propriété réductrice des aldéhydes.



3) B :  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O} \Rightarrow M(\text{B}) = 14n + 16$

$$\frac{x}{1} = \frac{y}{2} \Rightarrow \text{avec } x = \frac{0,58}{14n + 16} \text{ et } y = \frac{4,2}{108} \Rightarrow n = 1. \text{ D'où B : } \text{CH}_2\text{O} \text{ et } M(\text{B}) = 30 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$



# Leçon

# 3

## Acides carboxyliques et dérivés

### IV. Exercices

#### Exercice 1

1) Un acide carboxylique est un composé organique comportant le groupe fonctionnel  $-\text{COOH}$  appelé groupe carboxyle.

2) Formule générale d'un acide carboxylique :  $\text{R} - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{matrix}$

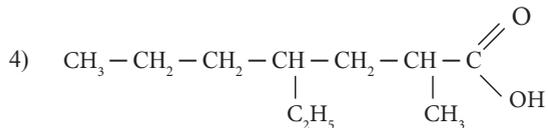
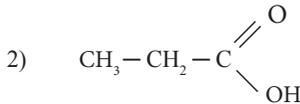
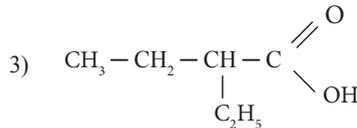
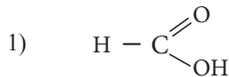
#### Exercice 2

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

#### Exercice 3

1) Acide méthanoïque ; 2) acide 4-méthylpentanoïque ; 3) acide éthanedioïque ; 4) acide benzoïque

#### Exercice 4



#### Exercice 5

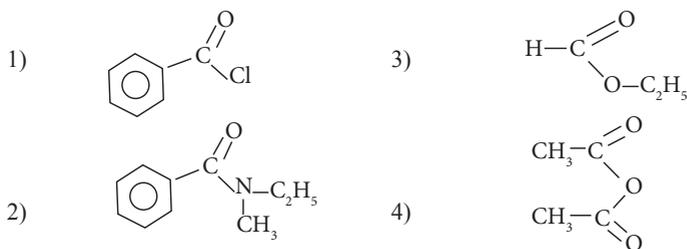
1- F ; 2- V ; 3- V ; 4- F ; 5- V.

#### Exercice 6

Formule du composé	Nom du composé	Famille du composé
$\text{CH}_3 - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{Cl} \end{matrix}$	Chlorure d'éthanoyle	Chlorure d'acide
$\begin{matrix} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \parallel \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O} \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \parallel \\ \text{O} \end{matrix}$	Anhydride éthanoïque et propanoïque	Anhydride d'acide

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C} \\   \\ \text{CH}_3 \\   \\ \text{NH}_2 \end{array}$	2-méthylpropanamide	Amide
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$	Acide propanoïque	Acide carboxylique
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\   \\ \text{O}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Ethanoate d'isopropyle ou Ethanoate de 1-méthyléthyle	Ester

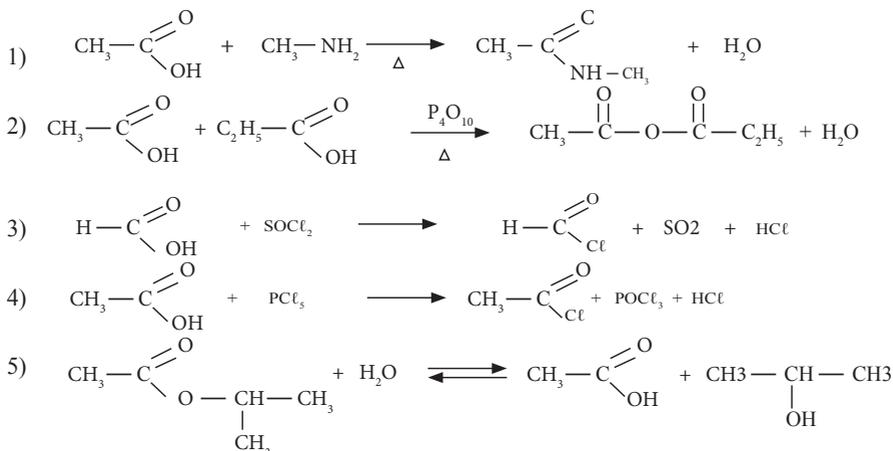
### Exercice 7



### Exercice 8

- 1) Un équilibre chimique est un état du milieu réactionnel où les proportions des constituants n'évoluent plus.
- 2) On déplace l'équilibre d'estérification-hydrolyse dans le sens de l'estérification en éliminant l'eau.

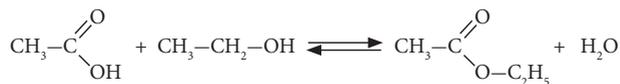
### Exercice 9



**Exercice 10**

1) Réaction d'estérification directe ; Réaction lente, limitée et athermique.

2) Equation-bilan :



$$t_1 = 0 : n_0 = 1 \text{ mol} \qquad n_0 = 1 \text{ mol} \qquad 0 \text{ mol}$$

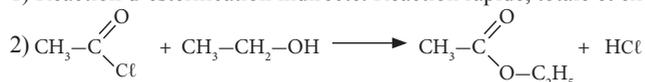
$$t_r : (1-x) \text{ mol} \qquad (1-x) \text{ mol} \qquad x \text{ mol}$$

3) L'acide sulfurique et le chauffage permettent d'accélérer la réaction et d'atteindre rapidement la limite d'estérification sans la modifier.

4) Quantité d'ester formé :  $n_c = 0,67.n_0 = 0,67 \text{ mol}$

**Exercice 11**

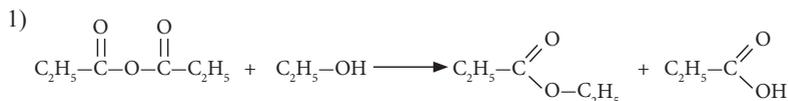
1) Réaction d'estérification indirecte. Réaction rapide, totale et exothermique.



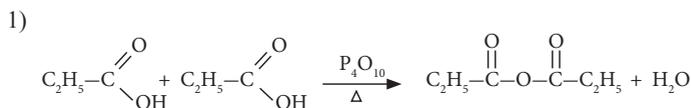
$$t_1 = 0 : n_0 = 1 \text{ mol} \qquad n_0 = 1 \text{ mol} \qquad 0 \text{ mol} \qquad 0 \text{ mol}$$

$$t_r : 0 \text{ mol} \qquad 0 \text{ mol} \qquad 1 \text{ mol} \qquad 1 \text{ mol}$$

3) Quantité d'ester formé :  $n_c = n_0 = 1 \text{ mol}$

**Exercice 12**

2) Anhydride propanoïque.

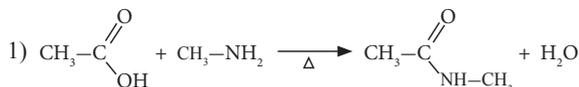
**Exercice 13**

2) Anhydride propanoïque.

**Exercice 14**



### Exercice 15



- 2) La réaction se fait sous haute température et en deux étapes. Elle est lente et limitée.  
 3) Remplacement de l'acide éthanóique par le chlorure d'éthanóyle.  
 4) Cette réaction est rapide et totale.

### Exercice 16

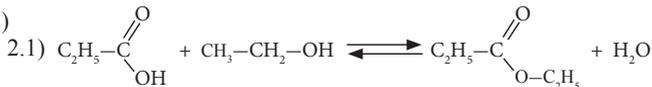
1)

- 1.1) -Mélange acide propanóique et éthanóol : réaction lente, limitée et athermique.  
 -Mélange chlorure de propanóyle et éthanóol : réaction rapide, totale et exothermique.

1.2) Le chauffage permet d'accélérer la réaction et d'atteindre rapidement l'équilibre chimique sans le modifier.

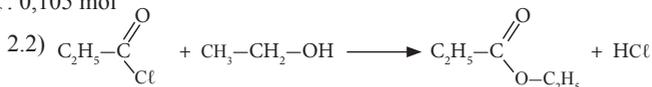
1.3) Le mélange réactionnel est refroidi car la réaction est exothermique.

2)



$t_i = 0$  : 22,2 g                      13,8 g

$t_f$  : 0,105 mol



$t_i = 0$  :    0,35 mol                      0,3 mol

$t_f$  :        0,05 mol                      0 mol

3)

3.1)

1<sup>ère</sup> réaction : Quantité d'acide ayant réagi :  $n(\text{acide})_{\text{réagit}} = n_0 - n_{\text{restant}} = 0,3 - 0,105 = 0,195 \text{ mol}$ .

$n_{\text{ester}} = n(\text{acide})_{\text{réagit}} = 0,195 \text{ mol} \Rightarrow m_{\text{ester}} = n_{\text{ester}} \cdot M_{\text{ester}} = 19,89 \text{ g}$ .

2<sup>ème</sup> réaction :

$n(\text{chlorure d'acide}) = \frac{m}{M} = 0,35 \text{ mol}$  or  $n(\text{alcool}) = 0,3 \text{ mol}$ . Le chlorure d'acide est en excès.

Donc  $n_{\text{ester}} = n_{\text{alcool}} = 0,3 \text{ mol}$  et  $m_{\text{ester}} = n_{\text{ester}} \cdot M_{\text{ester}} = 30,6 \text{ g}$ .

3.2) Rendement :

1<sup>ère</sup> réaction :

Si la réaction était totale, on aurait :  $n'_{\text{ester}} = n_{\text{acide}} = n_{\text{alcool}} = 0,3 \text{ mol}$  et  $m'_{\text{ester}} = n'_{\text{ester}} \cdot M_{\text{ester}} = 30,6 \text{ g}$

$$\rho_1 = \frac{m \times 100}{m'} = \frac{19,89 \times 100}{30,6} = 65\%$$

2<sup>ème</sup> réaction :

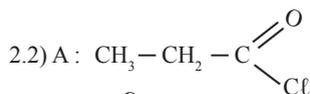
$$\rho_2 = \frac{30,6 \times 100}{30,6} = 100\%$$

4) La deuxième méthode de préparation a le meilleur rendement.

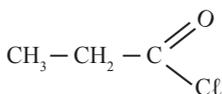
### Exercice 17

1) A est un acide carboxylique.

2)



2.3) B : chlorure de propanoyle



3)



3.3) C : N-méthylpropanamide.

4)  $m_c = n_c \cdot M_c$  avec  $n_c = n_b = n_a = \frac{m_A}{M_A} = \frac{14,8}{74} = 0,2 \text{ mol}$  et  $m_c = 17,4 \text{ g}$ .

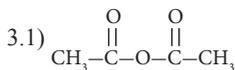
### Exercice 18

1) Un dérivé d'acide carboxylique est un composé de formule générale  $\text{R} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{Z} \end{array}$

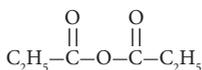
2) A, B et C sont des anhydrides d'acides car issus de la déshydratation d'un mélange d'acides éthanoïque et propanoïque en présence d'oxyde de phosphore  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

A' est un amide et A'' est un acide carboxylique.

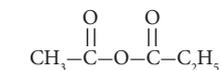
3)



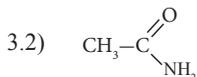
A : anhydride éthanoïque



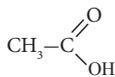
A : anhydride propanoïque



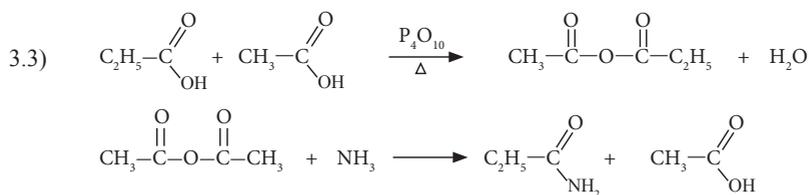
A : anhydride éthanoïque et propanoïque



A'' : éthanamide



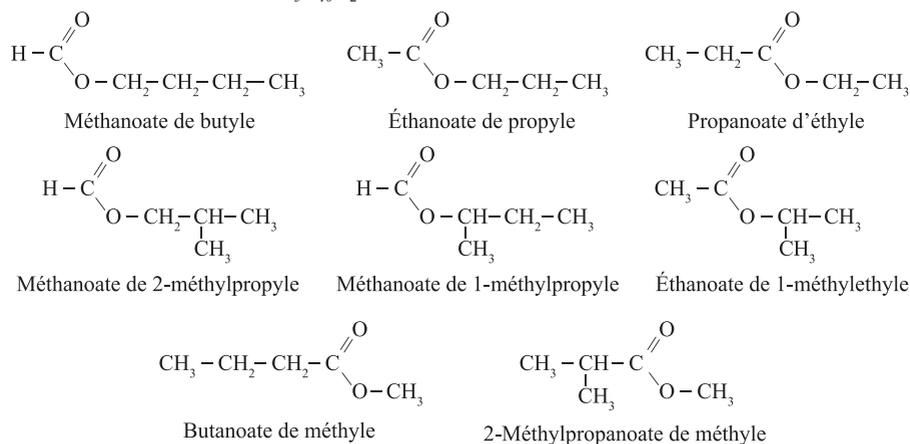
A' : acide éthanoïque



4) Réaction rapide et totale

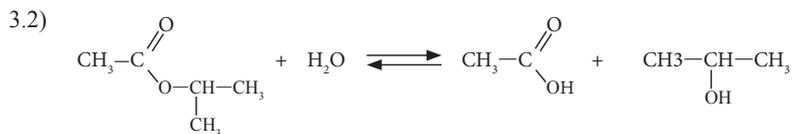
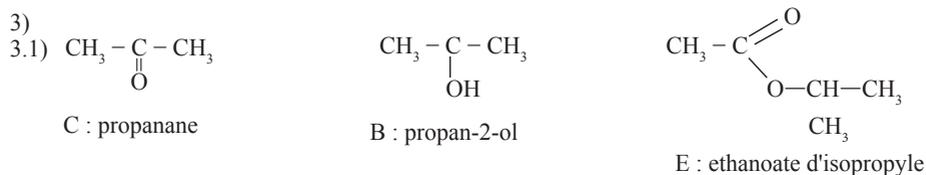
### Exercice 19

1) Isomères et noms de E : C<sub>5</sub>H<sub>10</sub>O<sub>2</sub>

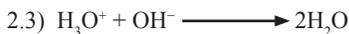
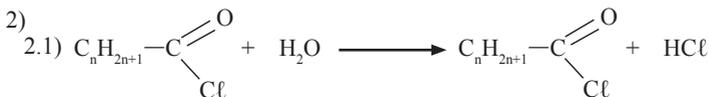
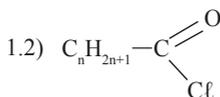
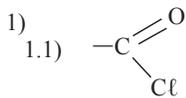


2.1) Le composé C est une cétone car il réagit avec la 2,4-DNPH mais est sans action sur la liqueur de Fehling.

2.2) Le composé B est un alcool secondaire car son oxydation ménagée donne une cétone.



4) Réaction lente, limitée et athermique.

**Exercice 20**

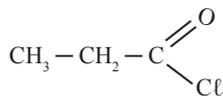
3)

3.1) A l'équivalence :  $n_a = n_b = C_b \cdot V_b = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  et  $n_a = n(\text{HCl}) = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

3.2)  $n_A = n(\text{HCl}) \Rightarrow M_A = \frac{m_A}{n_A} = 92,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

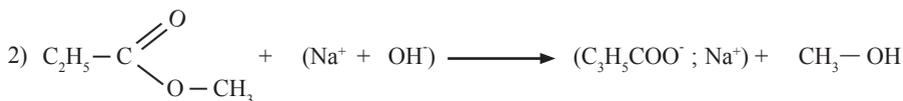
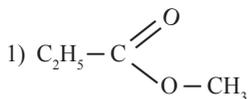
3.3)  $M_A = 14n + 64,5 = 92,5 \Rightarrow n = 2$ . D'où A :  $\text{C}_3\text{H}_5\text{OCl}$

4) A : chlorure de propanoyle

**Leçon****4****Fabrication d'un savon****IV. Exercices****Exercice 1**

1) La saponification est la réaction chimique entre un ester et une base forte.

2) La saponification est une réaction chimique lente et totale.

**Exercice 2**

**Exercice 3**

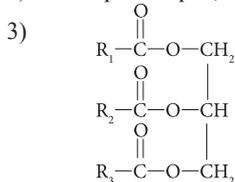
Une réaction de saponification est une réaction entre un ester et une base forte.

On obtient ainsi un **carboxylate de sodium** si la base forte est l'**hydroxyde de sodium**. Le carboxylate de sodium est le **savon**. Industriellement, on utilise des **triglycérides** c'est-à-dire des triesters de corps gras. Les savons possèdent des propriétés **détergentes**. Ils **dissolvent** les graisses et la saleté en formant des **micelles** qui sont des petits globules de graisses entourés d'ions carboxylates. L'orientation des **ions carboxylates** autour des globules de graisses les rend **solubles** dans l'eau et permet leur élimination lors du rinçage.

**Exercice 4**

1) Un acide gras est un acide carboxylique obtenu à partir des graisses ou des corps gras. Il possède une longue chaîne carbonée linéaire.

2) l'acide palmitique ; l'acide oléique.



4)

4.1) Voir 3) avec  $\text{R}_1 = \text{R}_2 = \text{R}_3 = \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-$

4.2) Voir 3) avec  $\text{R}_1 = \text{R}_2 = \text{R}_3 = \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-$

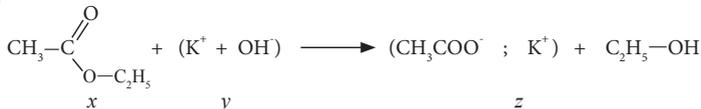
**Exercice 5**

(2)

**Exercice 6**

1) Réaction de saponification.

2)



3)

3.1) Masse de potasse :  $m(\text{KOH}) = y.M(\text{KOH}) = x.M(\text{KOH}) = \frac{m_{\text{ester}}}{M_{\text{ester}}} \times M(\text{KOH}) = \frac{45}{88} \times 56$ ;

$$m(\text{KOH}) = 28,64 \text{ g.}$$

3.2) Masse de carboxylate de potassium:  $m_s = z.M_s = x.M_s = \frac{45}{88} \times 98 = 50,11 \text{ g}$

**Exercice 7**

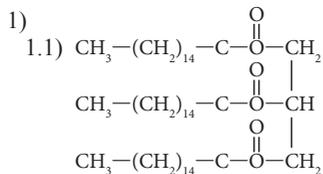
1) Un acide gras est un acide carboxylique obtenu à partir des graisses ou des corps gras. Il possède une longue chaîne carbonée linéaire.

2)  $\text{R}-\text{COOH}$  ou  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}-\text{COOH}$

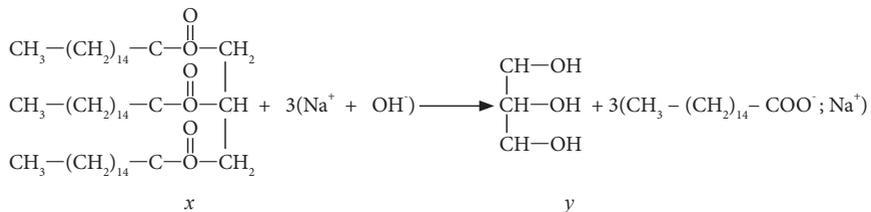
D'où  $M = 14n + 46 = 284 \Rightarrow n = 17 \Rightarrow \text{C}_{17}\text{H}_{35}-\text{COOH}$  ou  $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$

3)  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$

### Exercice 8



1.2)



2)

2.1) Le réactif NaOH pour obtenir du savon dur.

2.2) Le glycérol et le palmitate de sodium.

2.3) Réaction lente et totale.

$$3) m_{\text{Savon}} = y \cdot M_S = 3x \cdot M_S = 3 \times \frac{160}{806} \times 278 = 165,56 \text{ g.}$$

### Exercice 9

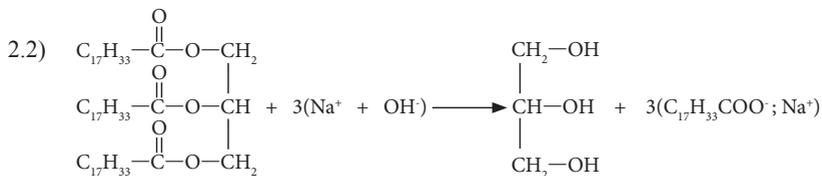
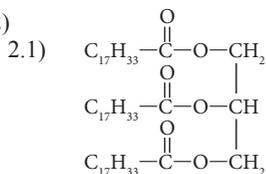
1)

1.1) Le chauffage accélère la réaction chimique.

1.2) Le relavage a pour but de séparer le savon car il n'est pas soluble dans l'eau salée.

1.3) Réaction lente et totale.

2)

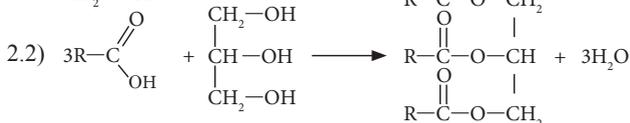
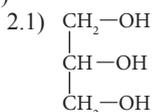


- 3) 3.1)  $n_B = C_b \cdot V_b = 0,2 \text{ mol}$   
 3.2)  $n_o = \frac{m_o}{M_o} = 1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$   
 3.3)  $n(\text{Savon}) = 3 n_o = 3,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  car toute l'oléine réagit (puisque en défaut).  
 4)  $m_{\text{Savon}} = n_{\text{Savon}} \cdot M_S = 10,30 \text{ g}$ .

### Exercice 10

1) La saponification est la réaction chimique entre un ester et une base forte.

2)

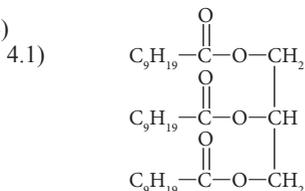


2.3) Voir Exercice 9, question 2.2).

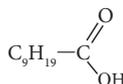
3)  $M_T = 3(14n + 1 + 24 + 32) + 5 = 42n + 176$

Or  $\frac{n_T}{1} = \frac{n_B}{3} \Rightarrow \frac{m_T}{M_T} = \frac{n_B}{3} \Rightarrow n = 9$  d'où  $M_T = 555 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

4)



4.2)



## Leçon

# 5

## Les amines

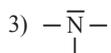
### IV. Exercices

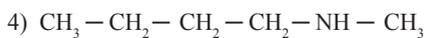
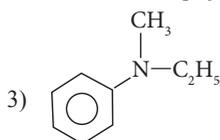
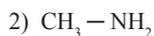
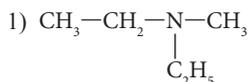
#### Exercice 1

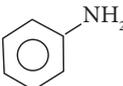
1) Une amine est un composé organique comportant un atome d'azote lié à au moins un groupe alkyle ou phényle.

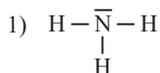
2)

2.1)	2.2)	2.3)
$\text{R—NH}_2$	$\begin{array}{c} \text{R}_2 \\   \\ \text{R}_1\text{—NH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{R}_2 \\   \\ \text{R}_1\text{—N—R}_3 \end{array}$


**Exercice 2**

**Exercice 3**

**Exercice 4**

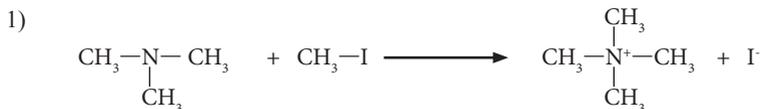
Amine	Nom	Classe
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{N} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	Triméthylamine	Tertiaire
	Aniline ou phénylamine	Primaire
$\begin{array}{c} \text{C}_2\text{H}_5 - \text{NH} \\   \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	Diéthylamine	Secondaire
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$	Propanamine	Primaire
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	N-éthyl N-méthylpropanamine	Tertiaire

**Exercice 5**


2) Le doublet d'électrons non liant peut capter un proton  $\text{H}^+$ . D'où le caractère basique de l'ammoniac.

**Exercice 6**

- 1)  $C_2H_7N$  :  $CH_3 - CH_2 - NH_2$        $CH_3 - NH - CH_3$   
 2) A : éthanamine      B : diméthylamine  
 3) Les solutions aqueuses de A et B sont basiques.  
 4) L'atome d'azote possède un doublet d'électrons non liant capable de fixer un proton  $H^+$ .

**Exercice 7**

2) La propriété des amines mise en jeu dans cette réaction chimique est la propriété nucléophile. Le doublet non liant de l'atome d'azote de l'amine attaque le centre électrophile de l'atome de carbone de l'iodure de méthyle.

**Exercice 8**

- 1)  $C_n H_{2n+3} N$   
 2)  $M_A = 14n + 17$  et  $\% N = \frac{14.100}{14n + 17} = 19,2 \Rightarrow n = 4 \Rightarrow A : C_4 H_{11} N$   
 3) et 4)  $CH_3 - CH_2 - \underset{\substack{| \\ CH_3}}{N} - CH_3$       N,N-diméthyléthylamine .

**Exercice 9**

1)  
 1.1) Une amine est un composé organique comportant un atome d'azote lié à au moins un groupe alkyle ou phényle.

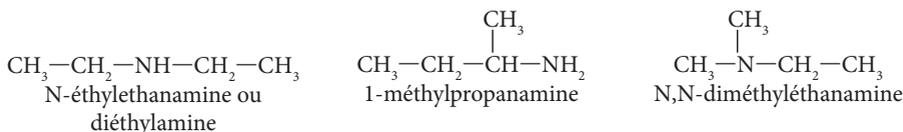
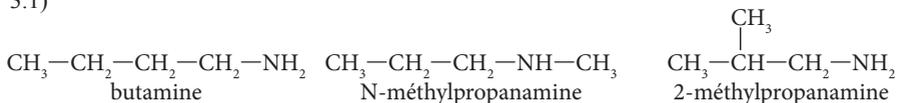
1.2) Formule générale d'une amine secondaire :  $R_1 - \underset{\substack{| \\ R_2}}{NH}$ .

1.3)  $C_n H_{2n+3} N$

2)  $M_A = 14n + 17$  et  $\% N = \frac{14.100}{14n + 17} = \frac{2.9.100}{15} \Rightarrow n = 4 \Rightarrow A : C_4 H_{11} N$

3)

3.1)

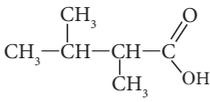
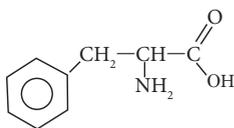
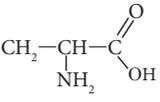
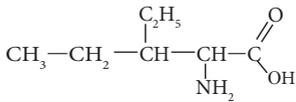




### Exercice 2

- 1) acide amino éthanoïque
- 2) acide 2-amino propanoïque
- 3) acide 2-amino 2-méthylbutanoïque
- 4) acide 2-amino 4-méthylpentanoïque

### Exercice 3

- 1) 
- 2) 
- 3) 
- 4) 

### Exercice 4

Un acide  $\alpha$ -aminé est un composé organique qui possède un groupement fonctionnel carboxyle et un groupement fonctionnel amino tous les deux liés à un même atome de carbone. La présence des deux groupes rend l'acide  $\alpha$ -aminé **soluble** dans l'eau. Il se forme un **ion dipolaire** appelé amphion ou zwitterion. L'amphion se comporte comme une base lorsqu'il capte en solution un **proton**. Il se comporte aussi comme un acide lorsqu'il libère en solution un proton. Ainsi, un acide  $\alpha$ -aminé, réagissant soit comme un acide, soit comme une base est dit **amphotère**.

### Exercice 5

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

### Exercice 6

Les acides  $\alpha$ -aminés réagissent entre eux.

L'élimination d'une **molécule d'eau** entre le groupe amino d'un acide  $\alpha$ -aminé et le groupe carboxyle d'un autre acide  $\alpha$ -aminé conduit à un nouveau corps appelé **peptide** ou plus exactement un **dipeptide** car résultant de la condensation de deux molécules d'acides  $\alpha$ -aminés. Les deux molécules sont ainsi liées par **une liaison peptidique**. La réaction de formation de liaisons peptidiques peut se poursuivre, conduisant à des **tripeptides**, des **tétrapeptides**... On parle alors de **polypeptides**.

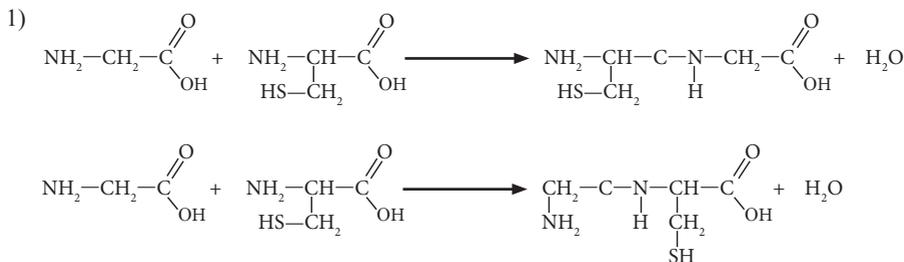
Les **protéines** sont des polypeptides issus de la condensation de plus de cinquante molécules d'acides  $\alpha$ -aminés et de masse molaire supérieure à 10 000 g.mol<sup>-1</sup>.

### Exercice 7

- 1-(b); 2-(a); 3-(d); 4-(c).

**Exercice 8**

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

**Exercice 9**

2) On obtient 02 dipeptides.

3) A : Cys-Gly ; B : Gly-Cys.

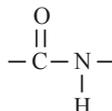
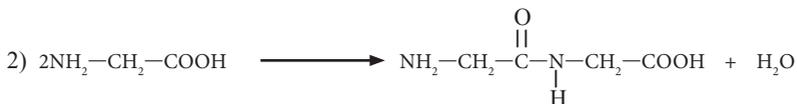
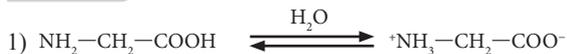
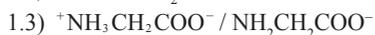
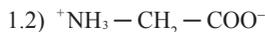
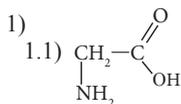
4) Obtention du dipeptide dont le groupe amino libre est celui de la glycine :

- on bloque le groupe amino  $\text{-NH}_2$  de la glycine (par réaction sur un chlorure d'acyle).

- on active le groupe amino de la cystéine.

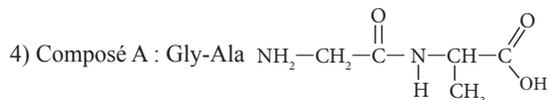
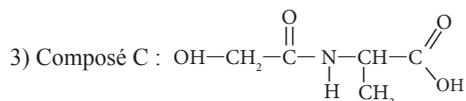
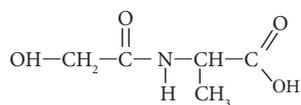
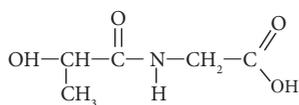
- on fait réagir les deux composés ainsi transformés.

- à la fin, on libère la fonction amino de la glycine.

**Exercice 10****Exercice 11**



2.2) Formules possibles de C :



### Exercice 14

1) Un acide  $\alpha$ -aminé est un composé organique qui possède un groupement carboxyle  $-\text{CO}_2\text{H}$  et un groupement amino  $-\text{NH}_2$  liés tous les deux au même atome de carbone  $\alpha$ .

2) amphion :  $^+\text{NH}_3-\text{CH}(\text{R})-\text{COO}^-$

cation :  $^+\text{NH}_3-\text{CH}(\text{R})-\text{COOH}$

anion :  $\text{NH}_2-\text{CH}(\text{R})-\text{COO}^-$

3) A :  $\text{C}_{n+2}\text{H}_{2n+5}\text{O}_2\text{N}$

$$\% \text{O} = \frac{16 \times 2 \times 100}{\text{M}} = 24,43 \text{ avec } \text{M} = 14n + 75 \Rightarrow n = 4 \text{ d'où } \text{A} : \text{C}_6\text{H}_{13}\text{O}_2\text{N}$$

4) Acide 2-amino hexanoïque ; acide 2-amino 3-méthylpentanoïque ;  
acide 2-amino 4-méthylpentanoïque ; acide 2-amino 3,3-diméthylbutanoïque ;  
acide 2-amino 2,3-diméthylbutanoïque.

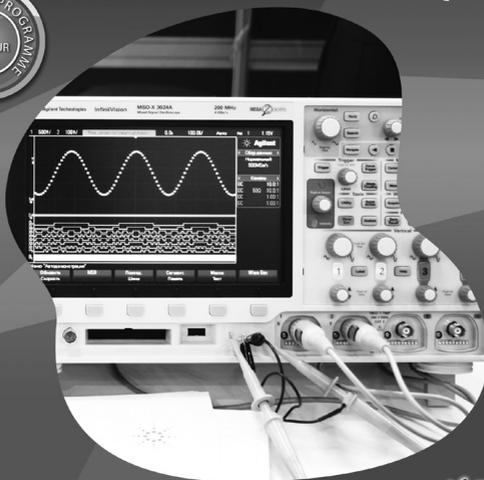
Les cahiers de  
la réussite

3000 F CFA

# PHYSIQUE

Résumés de cours  
& Exercices

T  
le  
C,D&E



  
Vallesse



Les cahiers de  
la réussite

3000 F CFA

# MATHÉMATIQUES

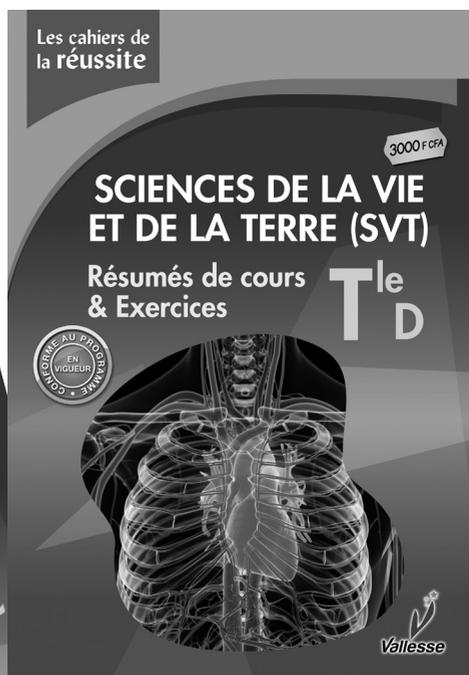
Résumés de cours  
& Exercices

# T<sup>le</sup> D



  
Vallesse





Mise en page : Vallesse Éditions  
Tel : 2722410821 / 0101916125  
Achévé d'imprimer en Côte d'Ivoire  
3<sup>ème</sup> trimestre 2021  
Dépôt légal N°17657 du 09 juillet 2021