

## **TABLE DE MATIERE**

<b>N°:</b>	<b>Chapitres :</b>	<b>Pages</b>
1	LES SOLUTIONS AQUEUSES ET LEUR pH	2 – 7
2	SOLUTIONS ACIDES FORTS - BASES FORTES	8 – 11
3	COUPLES ACIDE-BASE – CONSTANTE $K_a$	12 – 17
4	DOSAGES ACIDO-BASIQUES	18 – 23
5	LES ALCOOLS	24 – 33
6	ACIDES CARBOXYLIQUES & DÉRIVÉS	34 – 41
7	LES AMINES	42 – 47
8	LES ACIDES $\alpha$ - AMINÉS	48 – 52

*Edition de Septembre 2012*

## Chapitre 1 : | SOLUTIONS AQUEUSES ET LEUR pH

### Objectifs

- Connaître le phénomène de dispersion des ions et le phénomène d'ionisation des composés polaires ;
- Savoir écrire l'équation d'électroneutralité EEN ;
- Connaître le phénomène d'autoprotolyse de l'eau ;
- Connaître les grandeurs  $K_e$  ;  $pK_e$  ; pH et la nature d'une solution aqueuse.

### SOMMAIRE

- |                                      |  |
|--------------------------------------|--|
| <b>1. Solutions aqueuses</b>         | <b>2. Autoprotolyse de l'eau pure</b>      |
| 1.1. Solutions des composés ioniques | 2.1. Ionisation de l'eau pure              |
| 1.2. Solutions des composés polaires | 2.2. Produit ionique de l'eau              |
| 1.3. Les concentrations              |  |
| 1.4. Conservation de matière         | <b>3. pH des solutions aqueuses</b>        |
| 1.5. Equation d'électroneutralité    | 3.1. Expression du pH                      |
| 1.6. Dilution                        | 3.2. pH des solutions neutre-acide-basique |

### 1. Solutions aqueuses :

Une **solution aqueuse** est un mélange homogène obtenu en dissolvant un **soluté** dans le **solvant eau**.

#### 1.1. Solutions aqueuses des composés ioniques :

Exemples des composés ioniques :  $\text{NaCl}$  ;  $\text{NaOH}$  ;  $\text{CuSO}_4$  ;  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Un composé ionique est constitué d'un empilement régulier d'ions positifs et ions négatifs. Lors de la dissolution dans l'eau d'un composé ionique, le réseau cristallin s'effondre et les ions qui le constituent se dispersent. Les molécules d'eau entourent les ions dispersés : on dit que les ions sont **hydratés** ou **solvatés**.

Equation de la mise en solution :



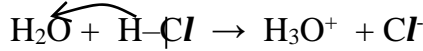
#### 1.2. Solutions aqueuses des composés polaires:

Exemples des composés moléculaires polaires :  $\text{HCl}$ ;  $\text{HBr}$  ;  $\text{NH}_3$  ...

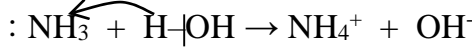
Les composés moléculaires polaires subissent, au contact de l'eau, le phénomène **d'ionisation**.

Lors du phénomène d'ionisation :

- Certains composés polaires tels que HCl cèdent leur proton (H<sup>+</sup>) à la molécule d'eau : il se forme alors l'ion hydronium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.



- D'autres composés polaires tel que NH<sub>3</sub> captent le proton (H<sup>+</sup>) de la molécule d'eau en cassant la liaison H-OH : il se forme l'ion hydroxyde OH<sup>-</sup>



### 1.3. Les concentrations :

a. **Concentration initiale** : La concentration molaire (ou molarité) d'une solution est la quantité (en moles) de soluté dissous dans un litre de solution.

$$\text{avec } n = \overset{m}{\quad} \text{ on a : } C = \frac{\overset{m}{\quad}}{\overset{V_s}{\quad}} = C_m$$

$$C = \frac{n}{V_s}$$

$$\frac{\quad}{M} = \frac{\quad}{V_s \cdot M} = \frac{\quad}{M}$$

NB : Si le soluté dissous est gazeux,  $n = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_m} \Rightarrow C = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_s \cdot V_m}$

Remarque : On utilise souvent les adjectifs **molaire** ; **décimolaire** et **centimolaire** pour désigner respectivement des concentrations de **1mol/L** ; **10<sup>-1</sup>mol/L** et **10<sup>-2</sup>mol/L**.

### b. **Concentration d'une espèce en solution** :

La concentration d'une espèce chimique A présente dans une solution se note :  $[A] = \frac{n_A}{V_s}$  L'espèce chimique A peut-être un ion ou une molécule non dissociée.

### 1.4. **Conservation de matière** :

Considérons l'équation de la mise en solution d'un composé polaire de formule moléculaire (HX) :  $\text{HX} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{X}^-$

La conservation des atomes X de la molécule HX se traduit par :

$$(n_{\text{HX}})_{\text{initial}} = n(\text{X}^-) + (n_{\text{HX}})_{\text{restant}}$$

En divisant cette égalité par le volume V<sub>s</sub> de la solution on a :

$$\frac{(n_{\text{HX}})_{\text{initial}}}{V_s} = \frac{n_{\text{X}^-}}{V_s} + \frac{(n_{\text{HX}})_{\text{restant}}}{V_s} \quad \text{soit: } C = [\text{X}^-] + [\text{HX}]$$

### 1.5. Equation d'électroneutralité (EEN):

Toute solution aqueuse est électriquement neutre. Cette propriété est traduite par une équation d'électroneutralité qui indique que la quantité des charges positives apportées par les cations (ions positifs) est égale à la quantité des charges négatives apportées par les anions (ions négatifs).

*Exemple* : Soit une solution aqueuse contenant les ions suivants :  $X^{x+}$  ;  $Y^{y+}$  ;  $M^{m-}$  ;  $N^{n-}$ . L'équation d'électroneutralité de cette solution s'écrit :

$$x.[X^{x+}] + y.[Y^{y+}] = m.[M^{m-}] + n.[N^{n-}]$$

*Exercice d'application* :

1. On prépare une solution  $S_1$  en dissolvant le sulfate de sodium ( $Na_2SO_4$ ) dans l'eau. La solution obtenue a une concentration massique égale à 14,2g/l. Calculer la concentration molaire  $C_1$  de  $S_1$ .

On donne : O : 16 ; Na : 23 et S : 32g/mol.

2. On mélange un volume  $v_1 = 200ml$  de  $S_1$  à un volume  $v_2 = 300ml$  d'une solution de chlorure de magnésium ( $MgCl_2$ ) de concentration décimolaire.

a. Ecrire les équations de mise en solution de deux composés ioniques. Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans le mélange et calculer la concentration molaire de chaque ion.

b. Ecrire l'équation d'électroneutralité du mélange et vérifier que le mélange est électrique neutre.

### 1.6. Dilution :

a. **Définition** : La dilution est une opération qui consiste à diminuer la concentration d'une solution.

b. **Mode opératoire** : On prélève à l'aide d'une **pipette** un volume  $v_i$  d'une solution aqueuse de concentration  $C_i$  et on l'introduit dans un flacon appelé **fiole jaugée**. On ajoute progressivement de l'eau distillée jusqu'au **trait de jauge** qui délimite le volume final  $v_f$  (= au volume de la fiole). On ferme la fiole et on agite pour rendre le mélange homogène.

Remarque : - L'ajout d'eau distillée ne modifie pas la quantité de matière du soluté :  $n_i = n_f - C_i \cdot v_i = C_f \cdot v_f$ .

- Si on dilue  $n$  fois une solution  $S_1$  de concentration  $C_1$  pour obtenir une solution  $S_2$ , alors la concentration de la solution  $S_2$  est :

$$C_2 = \frac{C_1}{n} - v_2 = n \cdot v_1$$

Exercice d'application :

**Exercice n°1** :

On veut préparer un volume  $V_2 = 500\text{mL}$  d'une solution  $S_2$  d'ammoniac de concentration  $C_2 = 0,01\text{mol/L}$ . On dispose d'une solution  $S_1$  commerciale de concentration  $C_1 = 0,1\text{mol/L}$ .

Quel volume  $V_1$  de  $S_1$  faut-il prélever pour réaliser  $S_2$ ?

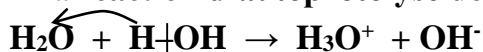
**Exercice n°2** :

1. On dispose d'un litre d'une solution  $S_0$  de  $\text{CaCl}_2$  de concentration molaire  $C_0 = 10^{-2}\text{mol/L}$ . Calculer la masse  $m$  du chlorure de calcium dissoute pour préparer la solution  $S_0$ . (Cl : 35,5; Ca : 40,1g/mol)
2. On souhaite préparer une solution diluée  $S_1$  de concentration  $C_1 = 10^{-3}\text{mol/L}$ . Quel volume  $v_0$  de solution  $S_0$  faut-il prélever pour préparer un volume  $v_1 = 100\text{ml}$  de la solution diluée  $S_1$ ?
3. Décrire explicitement le mode de la préparation de  $S_1$ . On précisera soigneusement le nom du matériel utilisé pour cette préparation.

2. **Autoprotolyse de l'eau pure** :

2.1. **Ionisation de l'eau pure** :

Au cours des nombreux chocs et à cause de la polarisation des liaisons H-OH, la molécule d'eau s'ionise en libérant le proton  $\text{H}^+$ . Ce dernier se combine à une autre molécule d'eau pour donner l'ion hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  : il y a donc **transfert d'un proton d'une molécule d'eau à une autre molécule d'eau** : c'est la **réaction d'autoprotolyse de l'eau**.



## 2.2. Produit ionique de l'eau :

Toute solution aqueuse contient des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  apportés par l'ionisation des composés polaires.

La dissolution d'un soluté a pour effet de modifier les molarités en ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  tout en conservant le produit  $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$  constant.

Ce produit, noté  $\text{Ke} = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-]$  est appelé **produit ionique de l'eau**.

*Remarque* : - Le produit ionique Ke est une grandeur sans unité et qui dépend de la température.

- A partir du Ke, on définit une autre grandeur **pKe** positive donnée par la relation :  $\text{pKe} = -\log\text{Ke}$

*Exemple*: A  $25^\circ\text{C}$ ,  $\text{Ke} = 10^{-14} \Rightarrow \text{pKe} = 14$ ;

A  $60^\circ\text{C}$ ,  $\text{Ke} = 9,55 \cdot 10^{-14} \Rightarrow \text{pKe} = 13,02$ .

## 3. pH des solutions aqueuses:

### 3.1. Expression du pH:

Le pH d'une solution aqueuse est, par définition, donné par la relation suivante :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \quad - \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ , relation valable dans le domaine:  $10^{-14}\text{mol/l} \leq [\text{H}_3\text{O}^+] \leq 10^{-1}\text{mol/l} \quad - \quad 1 \leq \text{pH} \leq 14$

*Remarque* : - Le pH est une grandeur sans unité, toujours positive;

- De deux solutions aqueuses, la plus concentrée en ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  a le pH le plus faible.

- Le pH d'une solution aqueuse peut-être déterminé soit en utilisant l'appareil pH-mètre soit en utilisant le papier pH (qui est un indicateur dont la couleur dépend du milieu).

### Exercices d'application :

**Exercice n°1** : Dans chacune de solutions, on donne les concentrations molaires en ions hydronium : Dans  $S_1$  :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-3}\text{mol/l}$  ;

Dans  $S_2$  :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,55 \cdot 10^{-13}\text{mol/l}$ .

Calculer le pH de chacune des solutions.

**Exercice n°2** : On donne les pH des solutions aqueuses prises à  $25^\circ\text{C}$ , suivants :  $\text{pH}_1 = 3$  ;  $\text{pH}_2 = 4,5$  ;  $\text{pH}_3 = 10,35$ .

Calculer la concentration molaire des ions  $H_3O^+$  dans chacune des solutions. Calculer la concentration molaire des ions hydroxyde dans chacune des solutions. A  $25^\circ C$ ,  $K_e = 10^{-14}$ .

3.2. **pH des solutions neutre ; acide et basique :**

a. **Solution neutre :**

Une solution neutre contient autant d'ions  $H_3O^+$  que d'ions  $OH^-$ . Soit  $[H_3O^+]=[OH^-]$ . On montre que, pour une solution neutre :  **$pH = \frac{1}{2}pK_e$** .

A  $25^\circ C$ ,  $pK_e = 14$ , pour une solution neutre  $pH = \frac{1}{2}(14) = 7$

A  $60^\circ C$ ,  $pK_e = 13$ , pour une solution neutre  $pH = \frac{1}{2}(13) = 6,5$ .

b. **Solution acide :** Une solution est acide si elle contient plus d'ions  $H_3O^+$  que d'ions  $OH^-$ . Soit :  **$[H_3O^+] \gg [OH^-]$**

On montre que pour une solution acide :  $pH < \frac{1}{2} pK_e$ .

Exemple : à  $25^\circ C$ , une solution est acide si  $pH < \frac{1}{2} (14) \Rightarrow pH < 7$ .

c. **Solution basique :** Une solution est basique si elle contient plus d'ions  $OH^-$  que d'ions  $H_3O^+$ . Soit :  **$[H_3O^+] < [OH^-]$**

On montre que pour une solution basique :  $pH > \frac{1}{2} pK_e$ .

Exemple : à  $25^\circ C$ , une solution est basique si  $pH > \frac{1}{2}(14) \Rightarrow pH > 7$ .

**Exercices d'application :**

**Exercice n°1 :** Toutes les solutions suivantes sont prises à  $25^\circ C$ . Compléter le tableau suivant :

	$[H_3O^+] (mol/l)$	$[OH^-] (mol/l)$	pH	Nature de la solution
$S_1$			2,6	
$S_2$	$6,2 \cdot 10^{-9}$			
$S_3$		$1,8 \cdot 10^{-8}$		
$S_4$	$8,6 \cdot 10^{-5}$			
$S_5$			11,5	
$S_6$		$10^{-7}$		

**Exercice n°2 :**

A  $25^\circ C$ , dans une solution aqueuse S, on a :  $[H_3O^+] = 25 \cdot 10^{-8} [OH^-]$ .

a. Calculer les concentrations molaires des ions hydronium et hydroxyde. On donne :  $K_e = 10^{-14}$ .

b. Que vaut le pH de la solution S ? Quelle est la nature de S ?

# SOLUTIONS D'ACIDES FORTS

## Chapitre 2 : | SOLUTIONS DE BASES FORTES

### Objectifs :

- ⇒ Définir selon la théorie de Brönsted un acide et une base
- ⇒ Donner les caractères d'un acide fort et d'une base forte
- ⇒ Appliquer les formules  $pH = -\log C_a$  (pour un acide fort) ;  $pH = 14 + \log C_b$  (pour une mono base forte)
- ⇒ Calculer la concentration molaire  $C$  de la solution d'acide fort ou de base forte à partir de son  $pH$  et inversement

### SOMMAIRE

#### 1. Solution d'acides forts

##### 1.1. Définition

1.2. Etude de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène

#### 2. Solution des bases fortes

##### 2.1. Définition

2.2. Etude de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

### 1. Solutions d'acides forts :

#### 1.1 Définition :

Selon la théorie de Brönsted (chimiste allemand) un acide est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs protons ( $H^+$ ) au cours d'une réaction.

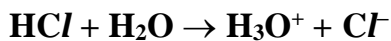
Un acide fort est une espèce chimique qui engendre des ions  $H_3O^+$  par une **réaction totale** avec l'eau.

Exemples :  $HCl$  ;  $HBr$  ;  $HNO_3$  ;  $H_2SO_4$  .... sont des acides.

#### 1.2 Solution aqueuse d'acide chlorhydrique:

##### a. Mise en solution :

La solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution dans l'eau du gaz  $HCl$  (chlorure d'hydrogène). La réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'eau se traduit par l'équation bilan :



La solution d'acide chlorhydrique conduit le courant (car elle contient des ions). Elle renferme :

- les ions chlorures  $Cl^-$  (car, en présence d'une solution de nitrate d'argent, elle donne un précipité blanc de  $AgCl$ ) ;

- les ions hydronium  $\text{H}_3\text{O}^+$  (car elle fait virer au **jaune** le bleu de bromothymol BBT).

b. **Bilan des espèces en solution** :

Ions:  $\text{Cl}^-$  ;  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  ; Molécules :  $\text{H}_2\text{O}$  et éventuellement  $\text{HCl}$ .

c. **Equation d'électroneutralité (EEN)** :

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$  ; la solution étant acide :  $[\text{H}_3\text{O}^+] \gg [\text{OH}^-]$

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

d. **Conservation de matière** :

Soit  $C_a$  la concentration initiale de la solution. La conservation de l'atome  $\text{Cl}$  s'écrit :  $C_a = [\text{Cl}^-] + [\text{HCl}]$ ; or,  $\text{HCl}$  est un acide fort donc sa dissolution est totale  $\Rightarrow [\text{HCl}] = 0$ . D'où,  $C_a = [\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

e. **Relation entre pH et concentration  $C_a$** :

Par définition,  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$  ; avec  $[\text{H}_3\text{O}^+] = C_a$ , alors :

**$\text{pH} = -\log C_a \Leftrightarrow C_a = 10^{-\text{pH}}$** . Cette relation n'est valable que pour le domaine :  $10^{-6} \text{ mol/l} < C_a < 10^{-1} \text{ mol/l}$ .

f. **Coefficient d'ionisation** :

Le coefficient d'ionisation, noté  $\alpha$ , est le rapport entre le nombre de mole de l'espèce ionisée par le nombre de mole de l'espèce introduite. Ce coefficient donne le nombre des molécules ionisées.

$A = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{n_{\text{HCl}}} = \frac{[\text{Cl}^-]}{C_a} = 1$ , soit 100% des molécules  $\text{HCl}$  se sont ionisées.

**Remarque** : – Pour un **monoacide fort** ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HNO}_3$ ) on a :  **$\text{pH} = -\log C$** . Pour un **diacide fort** ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) on a la relation :  **$\text{pH} = -\log(2C)$**  ; en effet,  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ .

– Lorsqu'on dilue 10 ; 100 ou 1000 fois une solution d'acide fort, son **pH augmente** d'une ; deux ou trois unités.

**Exercice d'application** :

La mesure du **pH** d'une solution  $S$  d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 3,16 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$ , donne à  $25^\circ\text{C}$ , la valeur 1,5.

1. a. Montrer que l'acide chlorhydrique ( $\text{HCl}$ ) est un acide fort.

b. Ecrire l'équation de la dissolution d'acide dans l'eau et calculer les concentrations des espèces en solution.

2. On dilue 50 fois la solution S. Calculer la concentration molaire et le pH de la solution obtenue.

## 2. Solutions des bases fortes :

### 2.1 Définition :

Selon Brönsted, une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons ( $H^+$ ) au cours d'une réaction.

Une base forte est une espèce chimique qui engendre des ions  $OH^-$  par une **réaction totale** avec l'eau.

Exemples :  $NaOH$ ;  $KOH$ ;  $Mg(OH)_2$ ;  $Ca(OH)_2$ ;  $Ba(OH)_2$  sont des bases.

### 2.2. Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium :

#### a. Mise en solution :

L'hydroxyde de sodium ( $NaOH$ ) est un composé ionique constitué d'ions  $Na^+$  et d'ions  $OH^-$ . Sa dissolution dans l'eau provoque la dispersion des ions qui sont ensuite hydratés.

- L'équation de sa mise en solution est :  $NaOH \xrightarrow{\text{eau}} Na^+ + OH^-$ .

La solution d'hydroxyde de sodium fait virer au **bleu** le bleu de bromothymol (BBT).

- Les espèces en solution : Ions :  $Na^+$ ;  $OH^-$ ;  $H_3O^+$ ; les molécules:  $H_2O$  et éventuellement  $NaOH$ .

#### b. EEN et Conservation de matière :

EEN :  $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$  ; la solution étant basique on a :

$$[H_3O^+] \ll [OH^-] \Rightarrow [Na^+] \approx [OH^-]$$

Soit  $C_b$  la concentration initiale de la solution.

CM :  $C_b = [Na^+] + [NaOH]$  ; mais la dissolution de  $NaOH$  est totale  $\Rightarrow [NaOH] = 0$ . D'où,  $C_b = [Na^+] = [OH^-]$ .

#### c. Relation entre pH et $C_b$ :

Par définition,  $pH = -\log[H_3O^+]$  ; or,  $[H_3O^+] = \frac{K_e}{[OH^-]} = \frac{K_e}{C_b}$

$\Rightarrow pH = -\log K_e + \log C_b$ . A  $25^\circ C$ ,  **$pH = 14 + \log C_b$  et  $C_b = 10^{-14+pH}$**

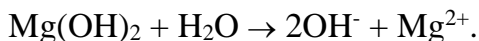
d. **Coefficient de dissolution** :

C'est le rapport  $\alpha = \frac{[\text{Na}^+]}{C_b} = 1$  : la réaction entre l'hydroxyde de sodium et l'eau est une réaction **totale**.

Remarque :

– Pour une **monobase forte** on a : **pH = 14 + logC**.

– Pour une **dibase forte** ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) on a la relation : **pH = 14 + log(2C)** ; en effet, deux moles d'ions  $\text{OH}^-$  sont engendrées par mole de soluté de  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  selon l'équation :



– Lorsqu'on dilue 10 ; 100 ou 1000 fois une solution de base forte, son **pH diminue** d'une ; deux ou trois unités.

Exercice d'application :

1. On prépare une solution  $S_1$  d'hydroxyde de sodium en dissolvant une masse  $m$  de  $\text{NaOH}$  solide dans  $400\text{cm}^3$  d'eau pure. Le pH de la solution, à  $25^\circ\text{C}$ , est égal à 12.

a. Calculer la concentration molaire  $C_1$  de la solution  $S_1$ .

b. Calculer les concentrations molaires des espèces en solution.

c. Calculer la masse  $m$  de  $\text{NaOH}$  dissoute. (H :1; O :16 ; Na : 23)

d. On dilue 5 fois la solution  $S_1$ . Calculer la concentration et le pH de la solution  $S_1$ ' ainsi obtenue.

2. On mélange  $v_1 = 200\text{ml}$  de la solution  $S_1$  avec  $v_2 = 300\text{ml}$  d'une solution  $S_2$  d'hydroxyde de potassium ( $\text{KOH}$ ) de concentration molaire  $C_2 = 5 \cdot 10^{-2}\text{mol/l}$ .

Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange. Calculer le pH du mélange.

Chapitre 3 :

**Objectifs**

- Reconnaître une réaction chimique acide-base (au sens de Brönsted);
- Savoir exprimer et calculer  $K_a$  et  $pK_a$  d'un couple acide-base;
- Savoir classer les acides ou les bases faibles en solution aqueuse ;
- Déterminer les formes prédominantes d'une espèce donnée ;
- Expliquer l'équilibre d'un indicateur coloré acido-basique.

SOMMAIRE

**1. Couples acide-base**

- 1.1. Définition de Brönsted
- 1.2. Acide faible – Base faible
- 1.3. Couple  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
- 1.4. Couples  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  –  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$
- 1.5. Définition d'une réaction acide-base

**2. Constante d'acidité  $K_a$**

- 2.1. Expression de  $K_a$  et  $pK_a$
- 2.2. Domaines de prédominance des espèces
- 2.3. Classification des couples A/B
- 2.4. Indicateur coloré

**1. Couples acide-base :**

**1.1. Définition de Brönsted :**

Selon la théorie de Brönsted :

- Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton  $\text{H}^+$ .
- Une base est une espèce chimique capable de capter un proton  $\text{H}^+$ .

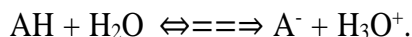
On peut écrire symboliquement : **Acide (A)  $\xrightleftharpoons[+2]{-1}$   $\text{H}^+$  + Base (B)**

Dans le sens 1, l'acide A cède le proton ; dans le sens 2, la base B le capte. L'acide A et la base B sont dits **conjugués** l'un de l'autre et forment un couple acide-base noté **A/B**.

**1.2. Acide faible – Base faible :**

**a. Notion d'acide faible :**

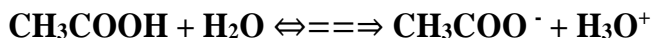
¶ Un acide faible est une espèce chimique qui réagit **partiellement** avec l'eau en engendrant des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  selon l'équation bilan :



¶ L'équation bilan de la réaction entre un acide faible et l'eau est ***réversible et limitée***.

☞ Pour montrer qu'un acide est faible, on vérifie que : **pH > -logC**

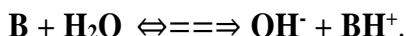
Exemple : l'acide éthanoïque, de formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , est un acide faible. L'équation de sa mise en solution s'écrit :



Autres exemples d'acides faibles : acide méthanoïque ( $\text{HCOOH}$ ), acide propanoïque ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ), acide benzoïque ( $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$ ) .....

### b. Notion de base faible :

▮ Une base faible est une espèce chimique qui réagit partiellement avec l'eau en engendrant des ions  $\text{OH}^-$  selon l'équation bilan :



▮ L'équation bilan de la réaction entre une base faible et l'eau est réversible et limitée.

▮ Pour montrer qu'une base est faible, on vérifie que : **pH < 14 + logC**

Exemple : l'ammoniac, de formule  $\text{NH}_3$ , est une base faible. L'équation de sa mise en solution s'écrit :  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$

Autres bases faibles: tous les ions carboxylates ( $\text{R-COO}^-$ ) ; toutes les amines telles que : la méthylamine ( $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ), l'éthylamine ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ ), la diméthylamine ( $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$ ) .....

### 1.3. Couples $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ :

Au cours de la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ):

- l'acide éthanoïque se transforme en ion éthanoate  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  en cédant un ion  $\text{H}^+$ , l'acide éthanoïque est un acide au sens de Brönsted et l'ion éthanoate est sa base conjuguée, d'où le couple acide-base :  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ .

- l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) se transforme en ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  en captant un ion  $\text{H}^+$ , donc l'eau est une base au sens de Bronsted et  $\text{H}_3\text{O}^+$  est son acide conjugué : d'où le couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ .

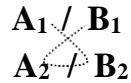
#### 1.4. Couples $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ :

Au cours de la réaction entre  $\text{NH}_3$  et l'eau  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$  : l'ammoniac capte un proton  $\text{H}^+$  et se transforme en ion  $\text{NH}_4^+$ , d'où le couple acide-base :  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  ; l'eau cède le proton  $\text{H}^+$  et se transforme en ion  $\text{OH}^-$ , d'où le couple acide-base :  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ .

*Remarque* :  $\text{H}_2\text{O}$  appartient à deux couples acide-base en étant acide dans l'un et base dans l'autre : la molécule d'eau est un **ampholyte**.

#### 1.5. Définition de la réaction acide-base :

Une réaction acide-base est une réaction qui correspond à un transfert d'ions  $\text{H}^+$  (proton) de l'acide vers la base. Elle met en jeu deux couples acide-base : **Acide (1) + Base (2)  $\rightleftharpoons$  Acide (2) + Base (1)**



## 2. Constante d'acidité :

### 2.1. Expression de la constante d'acidité :

Lors de la dissolution d'un acide faible A dans l'eau, il s'établit un équilibre chimique caractérisé par la coexistence des espèces suivantes : l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$ , l'acide A et sa base conjuguée B.

Les concentrations de ces espèces obéissent, à une température donnée, à la relation suivante :

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{BASE}]}{[\text{ACIDE}]} = \text{constante}$$

Ce rapport est appelé **constante d'acidité du couple acide-base A/B** ; elle est notée **Ka** et pour expression :

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

La constante  $K_a$  est **positive et sans unité** ; elle est la caractéristique d'un couple acide-base ; elle ne dépend que de la température et est indépendante de l'existence d'autres espèces chimiques en solution.

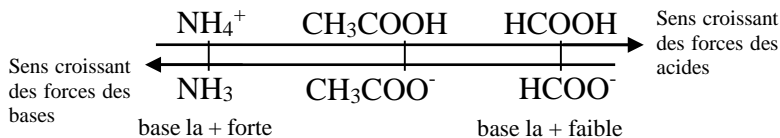
*Remarque* :

¶ A partir de la constante  $K_a$ , on définit le **pKa** du couple, **grandeur positive**, donnée par la relation :  **$\text{pKa} = -\log K_a \Leftrightarrow K_a = 10^{-\text{pKa}}$**



Exemple : connaissant les pKa de trois couples :  $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$  : 3,8 ;  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  : 4,8 et  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  : 9,2 on a la classification suivante :  $\text{HCOOH} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{NH}_4^+$

Par conséquent,  $\text{HCOO}^- < \text{CH}_3\text{COO}^- < \text{NH}_3$



Remarque : Cas de nivellement d'acides forts et des bases fortes.

Dans le cas des acides forts et des bases fortes, on ne peut pas définir la constante d'acidité par suite de leur dissociation totale : on dit qu'il y a nivellement de la force des acides forts et des bases fortes dans l'eau.

Les acides forts dissous dans l'eau sont plus forts que l'acide  $\text{H}_3\text{O}^+$  ; les bases fortes dissoutes dans l'eau sont plus fortes que la base  $\text{OH}^-$

Exercice d'application :

Une solution d'acide éthanoïque  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration molaire  $C = 10^{-2} \text{ mol/l}$  a un  $\text{pH} = 3,4$  à  $25^\circ\text{C}$ .

1. Montrer que l'acide éthanoïque est un acide faible.
2. Ecrire l'équation d'ionisation dans l'eau de l'acide  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Recenser les espèces chimiques présentes en solutions et calculer leurs concentrations molaires.
3. a. Calculer la constante d'acidité  $K_a$  du couple acide-base  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ . En déduire le  $\text{pKa}$  de ce couple.  
b. Comparer la force de cet acide à celle de l'acide méthanoïque  $\text{HCOOH}$  dont le  $\text{pKa}$  du couple vaut 3,8.

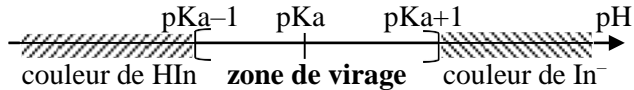
2.4. Indicateur coloré :

Un indicateur coloré est formé d'un couple acide-base ( $\text{HIn}/\text{In}^-$ ) dont les couleurs acide et basique sont différentes. On peut définir la **zone de virage** connaissant le  $\text{pKa}$  d'un indicateur coloré.

D'une manière générale :

COUPLES ACIDE-BASE – CONSTANTE D'ACIDITE

- Si  $[In^-] > 10[HIn]$ , soit le  $pH \geq pKa + 1$ , l'indicateur prend la couleur de la base  $In^-$ ;
- Si  $[HIn] > 10[In^-]$ , soit le  $pH \leq pKa - 1$ , l'indicateur prend la couleur de l'acide  $HIn$  ;
- Dans l'intervalle  $[pKa-1, pKa+1]$ , se trouve la **zone de virage**. L'indicateur prend alors sa **teinte sensible**.



Exemple de quelques indicateurs colorés :

							pH
Hélianthine	0	rose	3,1	orange	4,4	jaune	14
BBT	0	jaune	6	verte	7,6	bleu	14
phénolphtaléine	0	incolore	8,2	orange	10	rose	14

Exercice d'application :

Une solution d'hélianthine met en jeu le couple acide-base  $HIn/In^-$  dont le  $pKa$  est 3,5 ;  $HIn$  et  $In^-$  n'ont pas la même couleur :  $HIn$  est rose et  $In^-$  est jaune.

Cette solution apparaît rose si  $[HIn] > 3[In^-]$  et jaune si  $[In^-] > 10[HIn]$ . Quelles sont les valeurs du  $pH$  délimitant la zone de virage de cet indicateur coloré ?

Chapitre 4 : | REACTIONS ACIDO – BASIQUES**Objectifs :**

- Reconnaître une réaction acide-base
- Reconnaître le tracé caractéristique des courbes  $\text{pH} = f(V)$  des dosages au programme ;
- Tracer une courbe  $\text{pH} = f(V)$  et l'interpréter ;
- Justifier le choix d'un indicateur coloré pour un dosage donné
- Utiliser la méthode des tangentes pour déterminer le point d'équivalence ; - Déterminer le point de demi-équivalence ;
- Définir une solution tampon par ses effets ; - Citer les méthodes de fabrication d'une solution tampon.

SOMMAIRE

- |   |  |
|---|--|
| <b>1. Réaction entre solutions de HCl et NaOH</b>   | <b>2. Réaction entre <math>\text{CH}_3\text{COOH}</math> et NaOH</b>                       |
| 1.1. Equation-bilan   | 2.1. Equation-bilan  |
| 1.2. Evolution du pH au cours de la réaction (mode opératoire ; tracer et analyse de la courbe ; équivalence acido-basique) | 2.2. Tracer de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$  |
| 1.3. Allure de la courbe du dosage d'une base par un acide fort   | <b>3. Allure de la courbe du dosage de <math>\text{NH}_3</math> par la solution de HCl</b> |
|   | <b>4. Solution tampon</b>  |

**1. Réaction entre les solutions de HCl et NaOH :****1.1. Equation – bilan :**

La réaction entre les solutions de chlorure d'hydrogène et d'hydroxyde de sodium est exothermique et **quasi-totale**. Son équation – bilan s'écrit :

$$(\text{H}_3\text{O}^+ \text{ Cl}^-) + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \rightarrow (\text{Na}^+ + \text{Cl}^-) + 2\text{H}_2\text{O}$$


Au cours de la réaction les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{OH}^-$  se **neutralisent** (les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  sont indifférents ou spectateurs).

Cette réaction est une réaction acide-base car elle met en jeu deux couples acide-base :  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$  et  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ .

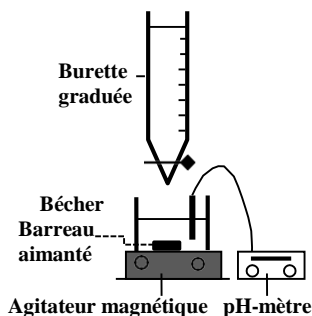
**Remarque :**

D'une manière générale, la réaction entre un monoacide fort et une monobase forte a pour équation – bilan :  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow + 2\text{H}_2\text{O}$

1.2. **Evolution du pH au cours de la réaction :**

a. **Dispositif – Mode opératoire :**

Dans un bécher contenant un volume  $V_a$  d'une solution de HCl on ajoute progressivement à l'aide d'une burette une solution de NaOH de concentration molaire  $C_b$ . A chaque volume  $V_b$  versé on mesure le pH du mélange.



b. **Courbe pH = f(V<sub>b</sub>):**

Dans une solution de HCl de volume  $V_a = 10\text{mL}$ , on ajoute progressivement à l'aide de la burette le volume  $v_b$  de la solution de NaOH de concentration  $C_b = 10^{-2}\text{mol/L}$ . a chaque volume  $v_b$  versé, on mesure le pH du mélange ; ce qui conduit au tableau suivant :

<b>V<sub>b</sub>(ml)</b>	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>9</b>
<b>pH</b>	2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,75	2,95
<b>V<sub>b</sub>(ml)</b>	<b>9</b>	<b>9,9</b>	<b>10,1</b>	<b>10,5</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	<b>13</b>	<b>14</b>	<b>15</b>
<b>pH</b>	3,3	4,3	9,7	10,4	10,75	11	11,1	11,2	11,3

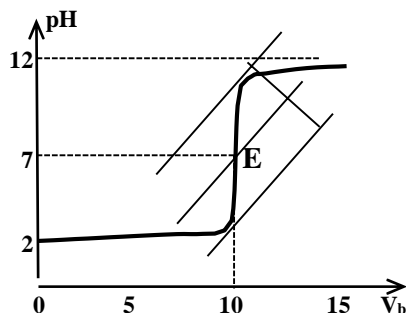
**Analyse de la courbe :**

La courbe est croissante et présente trois parties :

- Pour  $V_b < 9\text{ml}$ , la partie est presque rectiligne ; on observe une faible augmentation de pH et une concavité tournée vers le haut.

- Pour les valeurs de  $V_b$  comprises entre 9ml et 10,5ml, on observe une brusque augmentation de pH, appelé «**saut de pH**». Cette partie comporte un point d'inflexion.

- Pour  $V_b > 10,5\text{ml}$ , la variation de pH est presque linéaire et tend vers une asymptote horizontale (= au pH de solution de NaOH).



### c. Équivalence acido-basique :

L'équivalence acido-basique est atteinte lorsque le nombre des ions  $\text{OH}^-$  apportés par la solution basique est égal au nombre des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  apportés par la solution acide.

A l'équivalence de ce dosage :  $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-} - C_a V_a = C_b V_{bE}$

Par conséquent, à l'équivalence,  $[\text{H}_3\text{O}^+]_E = [\text{OH}^-]_E \Rightarrow \text{pH}_E = 7$  : la

solution au point d'équivalence est neutre ; c'est la solution de chlorure de sodium.

### d. Repérage du point d'équivalence :

On peut repérer le point d'équivalence E :

▮ Graphiquement, en utilisant la **méthode des tangentes** (qui consiste à tracer deux droites parallèles de part et d'autre du saut de pH et un segment de droite perpendiculaire à ces deux droites ; la bissectrice de segment coupe la courbe au point d'équivalence E (voir courbe)) :  $V_{bE} = 10\text{ml}$

$$E \mid \text{pH}_E = 7$$

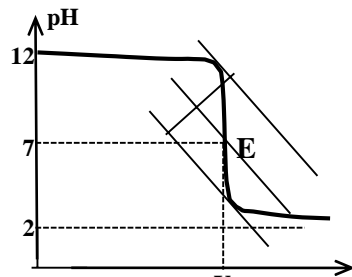
▮ En utilisant un indicateur coloré : En ajoutant un indicateur coloré dans la solution à doser, on rend l'**équivalence observable**. Elle se traduit par un changement de teinte de la solution. Pour que le changement de couleur soit marqué, il faut que le pH à l'équivalence soit compris dans la zone de virage de l'indicateur coloré utilisé.

▮ Pour le dosage d'un acide fort par une base forte c'est le BBT qui est l'indicateur coloré le mieux adapté pour repérer le point d'équivalence car sa zone de virage est : 6 – 6,7.

### 1.3. Courbe du dosage d'une base forte par un acide fort :

La courbe du dosage d'une monobase forte par un monoacide fort est décroissante et présente 3 parties dont un point d'inflexion correspondant au point d'équivalence E.

A l'équivalence on a :



$$C_a V_{aE} = C_b V_b \text{ et } pH_E = 7$$

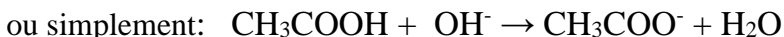
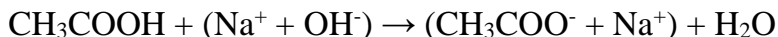


Exercice d'application : On mélange  $20\text{cm}^3$  d'une solution de potasse KOH à  $10^{-2}\text{mol/l}$  et  $5\text{cm}^3$  d'une solution d'acide bromhydrique HBr de concentration  $C$  inconnue ; le pH du mélange est égal à 11.

1. En déduire les concentrations des espèces chimiques présentes dans le mélange. Calculer la concentration  $C$ .
2. Quel volume de solution d'acide bromhydrique faut-il ajouter aux  $5\text{cm}^3$  déjà versés pour atteindre le point d'équivalence ?

2. **Réaction entre les solutions d'acide éthanóique et de NaOH** :

2.1. **Equation-bilan** :



La réaction est quasi-totale ; c'est une réaction acide-base et met en jeu deux couples acide-base :  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$  et  $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ .

2.2. **Courbe pH = f(V<sub>b</sub>)** :

Dans un bécher contenant un volume  $V_a = 20\text{ml}$  d'une solution d'acide éthanóique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), on verse goutte à goutte la solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b = 10^{-2}\text{mol/l}$ . A chaque volume  $V_b$  versé on agite le mélange et on mesure son pH. Ainsi plusieurs mesures permettront de faire un relevé de mesures.

*Exemple des relevés des mesures :*

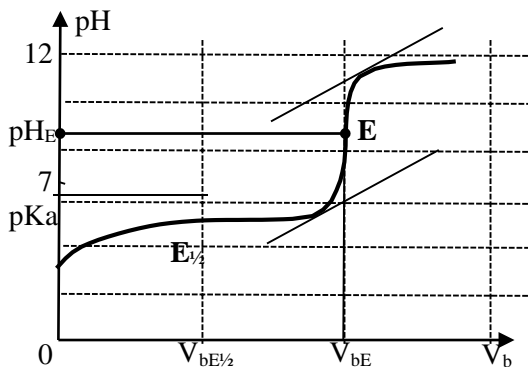
$V_b(\text{ml})$	0	2	4	6	8	10	12	14	16
<b>pH</b>	<b>2,9</b>	<b>3,8</b>	<b>4,2</b>	<b>4,4</b>	<b>4,6</b>	<b>4,8</b>	<b>5</b>	<b>5,2</b>	<b>5,4</b>
$V_b(\text{ml})$	18	19	19,6	19,8	20	20,2	21	22	24
<b>pH</b>	<b>6,2</b>	<b>6,5</b>	<b>6,8</b>	<b>8,7</b>	<b>10,7</b>	<b>11,4</b>	<b>11,7</b>	<b>12</b>	<b>12,3</b>

Tracer la courbe  $\text{pH} = f(V_b)$ . Echelles :  $1\text{cm} \rightarrow 2\text{ml}$  et  $1\text{cm} \rightarrow$  unité de pH.

**Analyse de la courbe** :

La courbe est croissante et comporte 4 parties distinctes. Elle présente deux points d'inflexion :

▮ Le point d'équivalence E, déterminé graphiquement par la méthode des tangentes.



A l'équivalence :  $\rightarrow \text{pH}_E = 8,7 > 7$  : la solution obtenue est basique ;



▮ Le point de la demi-équivalence  $E_{1/2}$  de coordonnées :

$$\begin{array}{l} E \\ \frac{1}{2} \mid \\ \text{pH}_{E_{1/2}} = \text{pKa} \end{array} \quad \begin{array}{l} V_{bE_{1/2}} = \frac{1}{2} V_{bE} \\ \hline \text{pH}_{E_{1/2}} = \text{pKa} \end{array}$$

Par conséquent, au point  $E_{1/2}$ ,  $\text{pH} = \text{pKa}$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) soit alors  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ .

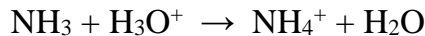
Remarque :

On peut repérer le point d'équivalence E de ce dosage en utilisant comme indicateur coloré la **phénolphtaléine** (car sa zone est 8,2 – 10).

### 3. Courbe du dosage de $\text{NH}_3$ par la solution de $\text{HCl}$ :

La réaction entre une base faible et un acide fort est **quasi-totale**.

Equation-bilan de la réaction entre  $\text{NH}_3$  et  $\text{HCl}$  s'écrit :



Le dosage s'effectue par addition progressive d'une quantité  $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = C_a V_a$  d'acide  $\text{HCl}$  à une quantité  $n_{\text{NH}_3} = C_b V_b$  de la base  $\text{NH}_3$ .

L'équivalence est atteinte lorsque :  $C_b V_b = C_a V_{aE}$

La courbe de variation du pH d'une solution de  $\text{NH}_3$  en fonction du volume d'acide  $\text{HCl}$  versé est décroissante et présente deux points d'inflexion :

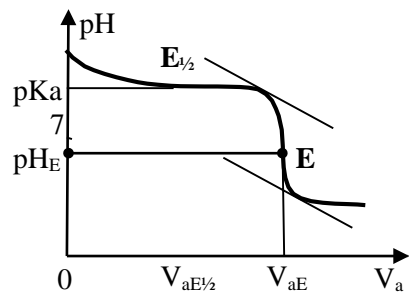
- Le point d'équivalence dont le **pH est inférieur à 7** ( $\text{pH}_E < 7$ ) ;

- Le point de demi-équivalence dont le  **$\text{pH}_{E_{1/2}} = \text{pKa}$**  ( $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ ).

Au point d'équivalence :  **$V_a = \frac{1}{2} V_{aE}$**

**et  $\text{pH} = \text{pKa} \Rightarrow [\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$ .**

L'allure de la courbe de dosage est caractérisée par une très faible variation de pH autour du point de demi-équivalence et une brusque variation du pH autour du point d'équivalence.

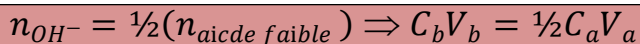


4. **Solutions tampon :**a. **Définition :**

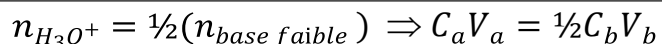
Une solution tampon est une solution dont le pH varie très peu par addition modérée d'une solution d'acide fort ou de base forte ou lors d'une dilution modérée.

b. **Préparation d'une solution tampon :***1<sup>ère</sup> méthode :*

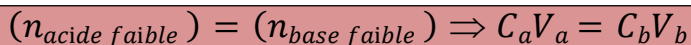
On fait réagir une solution de base forte avec une solution d'acide faible jusqu'à la demi-équivalence :

*2<sup>ème</sup> méthode :*

On fait réagir une solution d'acide fort avec une solution de base faible jusqu'à la demi-équivalence :

*3<sup>ème</sup> méthode :*

On mélange une solution d'acide faible avec une solution de sa base conjuguée en quantité équimolaire :

c. **Intérêt des solutions tampon :**

Les solutions tampon sont utilisées :

- Pour étalonner un pH-mètre ;
- Pour réaliser certaines réactions chimiques nécessitant un pH constant ;
- Pour fabriquer des médicaments afin d'éviter les brusques variations de pH dans l'estomac.

*Exemple :*

Le sang est un milieu tamponné à pH = 7,4. Il est dangereux voire mortel si le pH du sang descend au dessous de 7.

Chapitre 5 : |LES ALCOOLS**Objectifs :**

-Définir et donner la formule générale d'un alcool ; - Nommer un alcool à partir de sa f.s.d ; -Définir les classes des alcools  
 -Donner la formule et le nom du glycol et du glycérol  
 -Définir carbone asymétrique ; -Représenter les énantiomères selon Fischer ; -Citer les méthodes de préparation des alcools  
 -Ecrire et utiliser l'équation de la réaction du sodium sur un alcool  
 -Citer les réactions de déshydratation des alcools  
 -Expliquer l'oxydation ménagée d'un alcool et l'influence de la classe de l'alcool ; -Distinguer expérimentalement aldéhydes et cétones ; -Donner les réactions mettant en évidence le caractère réducteur d'un aldéhyde.

SOMMAIRE**1. Généralités**

- 1.1. Définition
- 1.2. Nomenclature

- 1.3. Les différentes classes des alcools
- 1.4. Carbone asymétrique

**2. Préparation des alcools**

- 2.1. Fermentation alcoolique
- 2.2. Hydratation d'un alcène

**3. Propriétés des alcools**

- 3.1. Réaction avec le sodium
- 3.2. Déshydratation des alcools

**4. Aldéhyde & Céto**

- 4.1. Définition
- 4.2. Nomenclature

- 4.3. Propriétés chimiques

**5. Réactions d'oxydation des alcools**

- 5.1. Oxydation complète
- 5.2. Oxydation ménagée
  - 5.2.1. Oxydation ménagée par le dioxyde de l'air
  - 5.2.2. Oxydation en solution aqueuse

**6. Oxydation des aldéhydes****1. Généralités :****1.1. Définition :**

Un alcool est un composé organique oxygéné de formule  $C_xH_yO$ . Un alcool comporte un **groupe hydroxyle**  $-OH$  lié à un atome de carbone tétragonal, appelé carbone fonctionnel :  $-C-OH$ .

La formule générale des alcools est  $R-OH$  où  $R$  est une chaîne carbonée saturée ou insaturée ou comportant des cycles.

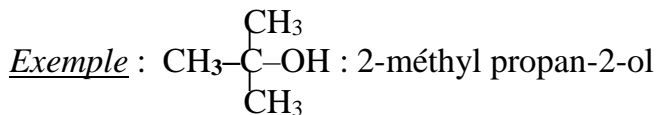
**Remarque :**

Pour les alcools saturés, la formule brute est  $C_nH_{2n+2}O$  ou  $C_nH_{2n+1}-OH$

et la masse molaire est  $\mathbf{M = (14n + 18)}$  g/mol.

---





**Exercice d'application:**

La densité de vapeur d'un alcool saturé A est de l'ordre de 2,55.

Déterminer la masse molaire et la formule brute de A.

Donner les f.s.d, noms et classes des isomères possibles de A.

(Rep. :  $M \approx 74\text{g/mol} \Rightarrow 14n + 18 = 74 \Rightarrow n = 4 \Rightarrow A : \text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

Soit 4 isomères).

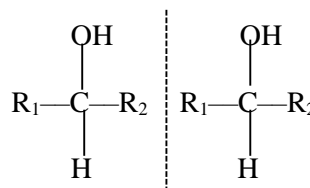
1.4. **Carbone asymétrique – Représentation de Fischer** :

a. **Carbone asymétrique** :

On appelle carbone asymétrique, noté  $\text{C}^*$ , un atome carbone tétragonal lié à 4 atomes ou groupes d'atomes différents.

Toute molécule qui comporte un atome de carbone asymétrique est dite *chirale*, et est non superposable à son image dans un miroir plan.

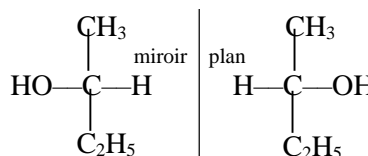
Ainsi toute molécule chirale admet deux molécules stéréoisomères appelées des *énantiomères*.



b. **Représentation de Fischer** :

Elle permet de symboliser, avec une formule plane, la structure spatiale des molécules possédant un atome de

carbone asymétrique. Pour le composé de f.s.d  $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{C}_2\text{H}_5$ , la représentation de Fischer donne les énantiomères ci-contre.



## 2. Préparation des alcools :

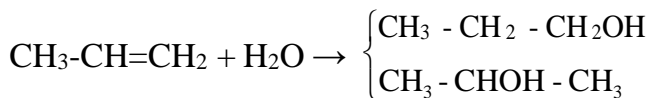
### 2.1. Fermentation alcoolique :

L'éthanol (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O), principal constituant des boissons alcoolisées, s'obtient par fermentation des jus sucrés en l'absence de l'oxygène (réaction anaérobie) sous l'action des catalyseurs biochimiques (les enzymes contenues dans le microorganisme). La fermentation terminée, on extrait l'alcool par distillation. L'équation bilan de la fermentation du glucose s'écrit :  $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_6O + 2CO_2$

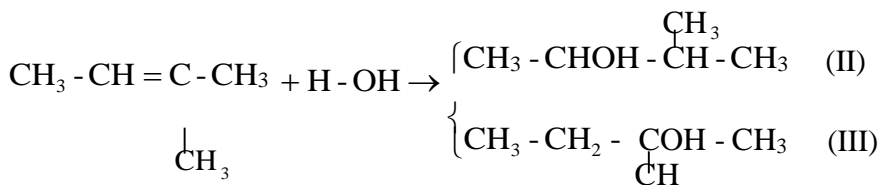
### 2.2. Hydratation d'un alcène :

On fait passer un mélange de vapeur d'eau et d'alcène à 300°C en présence d'un catalyseur à base d'acide sulfurique. L'équation bilan de la réaction s'écrit :  $C_nH_{2n} + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} C_nH_{2n+2}O$

Exemples :  $CH_2=CH_2 + H_2O \rightarrow CH_3-CH_2-OH$



Règle de Markovnikov: L'hydratation des alcènes dissymétriques conduit à deux alcools. Pour obtenir l'*alcool majoritaire (correspondant à la classe la plus élevée)* le groupe -OH se fixe de préférence sur l'atome de carbone doublement lié le moins hydrogéné.

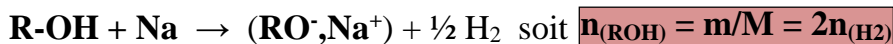


3

## 3. Propriétés chimiques des alcools :

### 3.1. Réaction avec le sodium :

Les alcools, *sans distinction de classe*, réagissent avec le sodium. La réaction conduit à un **alcoolate de sodium (RO<sup>-</sup>,Na<sup>+</sup>)** et la formation de dihydrogène. L'équation de la réaction s'écrit :



Exercice d'application :

On fait réagir du sodium sur 6g d'un alcool A. Il se forme un volume de 1,12L de dihydrogène, volume mesuré dans les conditions normales. Déterminer la formule brute et les f.s.d possibles de A.

(Rep. :  $M = 60\text{g/mol} \Rightarrow A : C_3H_8O$  soit deux isomères)

3.2. Déshydratation :

Selon les conditions expérimentales, la déshydratation des alcools se déroule de 2 façons différentes.

a. Déshydratation intramoléculaire :

Lorsqu'on fait passer des vapeurs d'alcool sur l'oxyde d'aluminium ( $Al_2O_3$ ) porté à haute température (300 à 400°C) l'alcool perd une molécule d'eau et on obtient un alcène.

$$C_n H_{2n+2} O \xrightarrow{Al_2O_3} C_n H_{2n} + H_2O$$

*Exemple:*  $CH_3CH_2-OH \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$

b. Déshydratation intermoléculaire :

Si la température est moins élevée (250°C), la déshydratation conduit, en présence de l'alumine, à la formation d'un **éther-oxyde (R-O-R')** par élimination d'une molécule d'eau entre deux molécules d'alcool selon l'équation :  $R-OH + R'-OH \rightarrow R-O-R' + H_2O$

*Exemple :*  $C_2H_5-OH + C_2H_5-OH \rightarrow C_2H_5-O-C_2H_5 + H_2O$

$C_2H_5-O-C_2H_5$  : **éthoxyéthane** (ou oxyde de diéthyle)

$CH_3-O-C_2H_5$  : **méthoxyéthane** (ou oxyde de méthyle et d'éthyle)

4. Aldéhydes et Cétones :4.1. Définition :

Les aldéhydes et les cétones sont des composés organiques oxygénés de formule brute  $C_nH_{2n}O$ , caractérisés par le groupe carbonyle de la forme :  $-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}$

Pour les aldéhydes, la formule générale est :  $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$

Pour les cétones, la formule générale est :  $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-R'$

4.2. **Nomenclature** :

-Pour nommer un aldéhyde, on fait : nom de la chaîne carbonée plus terminaison « **al** »

*Exemples* : H-CHO : méthanal CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CHO: propanal

-Pour nommer une cétone, on fait : nom de la chaîne carbonée plus terminaison « **one** » tout en précisant si nécessaire, la position du carbone fonctionnel.

*Exemples* : CH<sub>3</sub>- $\underset{\text{O}}{\text{C}}$ -CH<sub>3</sub> : propanone CH<sub>3</sub>- $\underset{\text{O}}{\text{C}}$ - $\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}$ -CH<sub>3</sub> 3méthyl butan-2-one

4.3. **Propriétés chimiques** :

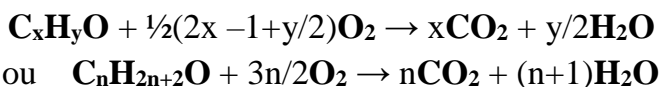
La possession du groupe carbonyle confère aux aldéhydes et aux cétones une propriété commune, qui est celle de réagir sur la **2,4DNPH (2,4dinitrophényl hydrazine)** en donnant un **précipité jaune**, solide cristallisé, appelé 2,4dinitrophénylhydrazone.

Le **réactif de Schiff prend une coloration rose en présence des aldéhydes** ; et il est **sans action sur les cétones**.

5. **Réactions d'oxydation** :5.1. **Oxydation complète : combustion** :

La combustion complète est une réaction qui détruit la chaîne carbonée d'un composé organique.

L'équation bilan de la combustion complète d'un alcool s'écrit:

**Exercice d'application** :

Un alcool A, de formule C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>O, contient en masse 26,66% d'oxygène. La combustion complète de m = 6g de A, conduit à la formation de 13,2g de CO<sub>2</sub> et 7,2g d'eau.

Ecrire l'équation de la réaction et établir la formule brute de l'alcool. Donner les f.s.d et noms des isomères de A.

(Rep. : %O ⇒ M = 60g/mol ; x = 3 et y = 8 ⇒ A : C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O)

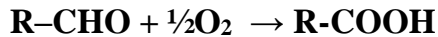
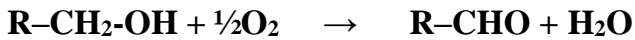
## 5.2. Oxydation ménagée :

Une oxydation ménagée (contrairement à la combustion) conserve la chaîne carbonée d'un composé organique.

### 5.2.1. Oxydation ménagée par le dioxygène de l'air :

En présence du cuivre métal chauffé, l'alcool (I) et l'alcool (II) peuvent être oxydés par le dioxygène de l'air pour donner d'autres composés organiques.

→ a. L'alcool primaire ( $R-CH_2-OH$ ) s'oxyde en aldéhyde ( $R-CHO$ ) et une partie de l'aldéhyde formé s'oxyde en acide carboxylique ( $R-COOH$ ) selon les équations bilans suivantes :

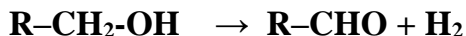


→ b. L'alcool secondaire  $R-CHOH-R'$  s'oxyde en cétone ( $R-CO-R'$ ) selon l'équation suivante:  $R-CHOH-R' + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow R-CO-R' + H_2O$

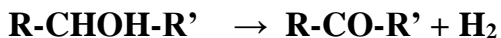
→ c. L'alcool tertiaire ne s'oxyde pas.

*Remarque* : Quand le cuivre métal est porté vers  $300^\circ C$ , les alcools subissent la déshydrogénation telle que :

- l'alcool primaire conduit uniquement à l'aldéhyde :



- l'alcool secondaire conduit à la cétone :



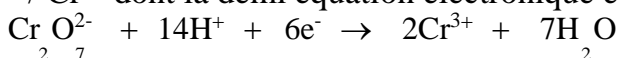
### 5.2.2. Oxydation ménagée des alcools en solution aqueuse :

a. Les solutions oxydantes :

- **Solution de dichromate de potassium ( $2K^+$ ,  $Cr_2O_7^{2-}$ ) acidifiée**:

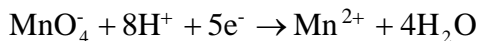
La présence des ions dichromates  $Cr_2O_7^{2-}$  dans une solution lui donne une **coloration orangée**.

Lors de l'oxydation les ions  $Cr_2O_7^{2-}$  se réduisent en ions chromes  $Cr^{3+}$ , qui donnent une **coloration verte** à la solution. Le couple redox mis en jeu est  $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$  dont la demi équation électronique est :



- **Solution de permanganate de potassium ( $K^+$ ,  $MnO_4^-$ ) acidifiée :**

En présence des ions  $MnO_4^-$ , une solution prend une **coloration violette**. Lors d'une oxydation, les ions  $MnO_4^-$  se réduisent en ions manganèse  $Mn^{2+}$  et la solution devient **incolor**. Le couple redox mis en jeu est  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  dont la demi équation électronique est :



**b. Procédure de l'oxydation ménagée :**

Dans une solution d'alcool A (primaire ou secondaire) , on ajoute quelques gouttes de la solution de dichromate de potassium acidifiée.

**Résultats :** Si la coloration orangée de la solution disparaît et apparaît une coloration verte : les ions  $Cr_2O_7^{2-}$  **sont réduits** en ions  $Cr^{3+}$  et simultanément **l'alcool A est oxydé** et donne un autre **composé X**.

**Interprétation :** Selon la quantité de la solution oxydante utilisée, deux cas se présentent :

**1<sup>er</sup> cas :** Si on utilise **une petite quantité** de la solution oxydante :

- l'alcool primaire s'oxyde en aldéhyde
- l'alcool secondaire conduit à la cétone

**2<sup>e</sup> cas :** Si on utilise une **quantité importante** de la solution oxydante :

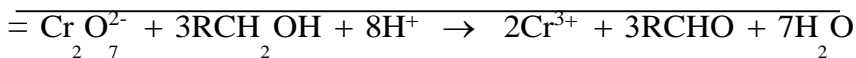
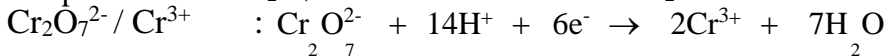
- l'alcool primaire conduit à l'acide carboxylique
- l'alcool secondaire donne la cétone.

**Remarque :** **l'alcool tertiaire ne s'oxyde pas** quelque soit la quantité de la solution oxydante.

**c. Equations bilans de l'oxydation ménagée des alcools I et II :**

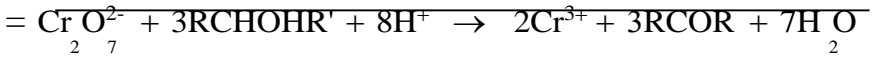
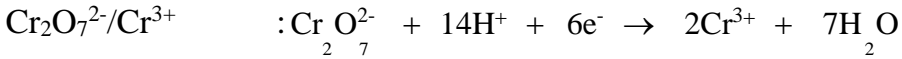
- **Passage de l'alcool I à l'aldéhyde :**

Couples redox :  $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$  et  $R-CHO / RCH_2OH$



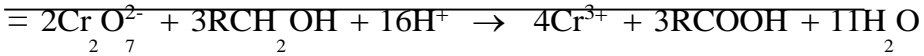
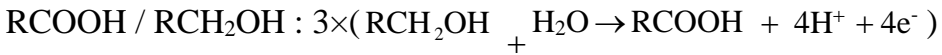
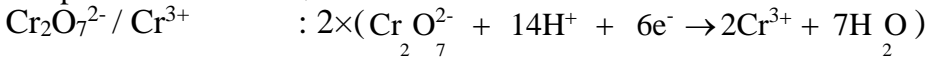
### - Passage de l'alcool II à la cétone :

Couples redox :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  et  $\text{R-COR}' / \text{RCHOHR}'$



### - Passage de l'alcool I à l'acide carboxylique :

Couples redox :  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$  et  $\text{R-COOH} / \text{R-CH}_2\text{OH}$



## 6. Oxydation des aldéhydes :

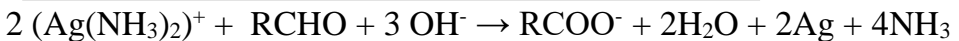
Les aldéhydes peuvent subir l'oxydation ménagée : on dit qu'ils ont un *caractère réducteur*.

### a. Réaction avec le réactif de Tollens :

Le réactif de Tollens (ou le nitrate d'argent ammoniacal) est une solution limpide, incolore, contenant les ions diamine argent (I) de formule  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ .

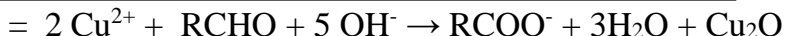
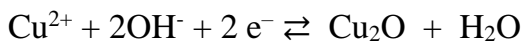
(aldéhyde + réactif de Tollens) après  $\frac{\text{chauffage}}{\text{agitation}}$  | on observe un dépôt brillant d'argent

Equation-bilan de la réaction:



### b. Réaction avec la liqueur de Fehling :

La liqueur de Fehling, de couleur bleu foncé, contient en solution des ions cuivre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ). Quand on chauffe un mélange d'aldéhyde et de liqueur de Fehling, on observe, après agitation, la formation d'un **précipité rouge brique d'oxyde de cuivre II** ( $\text{Cu}_2\text{O}$ ).

Equation-bilan de la réaction :Résumé des tests d'identification des produits obtenus par oxydation :

Réactifs	Aldéhyde	Cétone
2,4DNPH	Précipité jaune	Précipité jaune
Réactif de Schiff	Coloration rose	/
Réactif de Tollens	Dépôt d'argent	/
Liqueur de Fehling	Précipité rouge brique	/

Exercice d'application :

Au cours d'une séance de travaux pratiques on veut identifier trois alcools notés A, B et C. On donne trois formules moléculaires brutes  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  ;  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  et  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ . Chacune de ces formules peut être celle de l'alcool A, de l'alcool B ou de l'alcool C. Pour identifier ces alcools on a réalisé les tests suivants :

1<sup>er</sup> test : On fait l'oxydation ménagée des alcools à l'aide du dichromate de potassium en milieu acide et on constate que :

- A ne donne pas de réaction.

- B et C réagissent pour donner respectivement les produits B' et C'.

□ 2<sup>e</sup> test : Les produits B' et C' donnent avec la D.N.P.H un précipité jaune ; mais seul B' rosit le réactif de Schiff.

1. Donner les fonctions chimiques de B' et C' et les classes des alcools A, B et C. Identifier les alcools en donnant leurs f.s.d et leurs noms.

2. Ecrire les demi-équations électroniques des couples B'/B et  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$  puis l'équation-bilan de la réaction de B avec l'ion dichromate.

Chapitre 6 :

# ACIDES CARBOXYLIQUES ET LEURS DERIVÉS

**Objectifs :**

- Nommer un acide carboxylique à partir de sa f.s.d ;
- Connaître quelques propriétés des acides carboxyliques ;
- Nommer les dérivés des acides carboxyliques : chlorure d'acyle ; anhydride d'acide ; ester ;
- Connaître les réactions de préparation de chlorure d'acyle et d'anhydride d'acide ;
- Connaître les caractéristiques de la réaction d'estérification ;
- Reconnaître l'influence de la température et du catalyseur sur la vitesse de la réaction ;
- Donner un exemple de la réaction de saponification.

SOMMAIRE**1. Acides carboxyliques**

## 1.1. Définition - Nomenclature

## 1.2. Propriétés chimiques

**2. Fonctions dérivées des acides carboxyliques**

## 2.1. Présentation

## 2. 1. Chlorure d'acyle

## 2.2. Anhydride d'acide

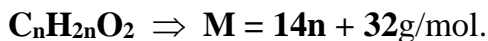
## 2.3. Ester

## 2.4. Amides

**1. Acides carboxyliques :****1.1. Définition – Nomenclature :**

Un acide carboxylique est un composé organique oxygéné caractérisé par le **groupe carboxyle** : (-COOH) Leur formule générale est **R-COOH** où le radical **R** peut être alkyle ou aryle.

Pour les acides carboxyliques **saturés**, la formule brute est :




Le nom d'un acide carboxylique s'obtient en remplaçant la terminaison *e* de l'alcane qui possède le même nombre d'atomes de carbone et en la remplaçant par *oiïque*.

Exemple : HCOOH: acide méthanoïque; CH<sub>3</sub>-COOH: acide éthanoïque

CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH : acide propanoïque

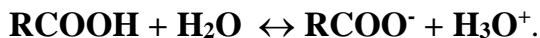
CH<sub>3</sub> CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-

CH<sub>2</sub>-COOH : acide butanoïque; CH<sub>3</sub>-CH-CH<sub>2</sub>-COOH : acide 3-méthyl butanoïque.

-COOH : acide benzoïque (ou acide benzène carboxylique)

1.2. Propriétés chimiques :a. Propriétés acides :

Les acides carboxyliques sont des acides au sens de Brönsted. Ce sont des acides faibles : ils réagissent partiellement avec l'eau pour donner des ions carboxylate ( $\text{RCOO}^-$ ) et des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  selon l'équation :



La réaction conduit à un état d'équilibre caractérisé par la constante d'acidité  $K_a$  du couple acide-base :

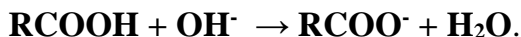
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{RCOO}^-]}{[\text{RCOOH}]} \quad \text{et} \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$

A une température donnée, l'acide carboxylique le faible est celui le  $\text{p}K_a$  du couple est plus petit.

Exemple :

Acide	HCOOH	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> -COOH	CH <sub>3</sub> COOH	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COOH	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> COOH
pK <sub>a</sub>	3,75	4,2	4,75	4,88	4,82

Les solutions d'acides carboxyliques peuvent être dosées par les solutions des bases fortes, selon une réaction quasi-totale :



A l'équivalence,  $C_a V_a = C_b V_{bE} \Leftrightarrow \frac{m}{M_{\text{RCOOH}}} = C_b V_{bE}$ .

b. L'halogénéation :

Le dichlore et le dibrome réagissent sur les acides carboxyliques par substitution sur le groupe alkyle R.

- Seuls les atomes d'hydrogène portés par le carbone situé à côté du carbone fonctionnel, appelé **carbone**  $\alpha$ , sont substituables. Les produits obtenus sont dits  $\alpha$ -**chlorés** ou  $\alpha$ -**bromés**.

- **L'halogénéation augmente la force de l'acide carboxylique.**

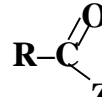
Exemple :

Acide	CH <sub>3</sub> COOH : acide éthanoïque	CH <sub>2</sub> ClCOOH : acide 2chloro éthanoïque	CH Cl <sub>2</sub> COOH : acide 2,2dichloro éthanoïque
pK <sub>a</sub>	4,75	2,87	1,20


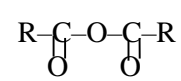
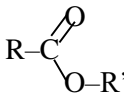
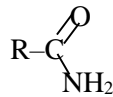
## 2. Fonctions dérivés des acides carboxyliques :

### 2.1. Présentation :

Les dérivés des acides carboxyliques s'obtiennent en remplaçant le groupe  $-OH$  par un groupe d'atome  $Z$ .

La formule générale du dérivé est : 

Selon la nature du groupe d'atome  $Z$  on distingue **les chlorures d'acyle** ; **les anhydrides d'acide** ; **les amides** et **les esters**.

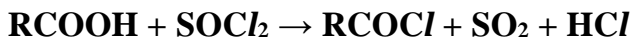
Dérivés	Chlorure d'acyle	Anhydride d'acide	Ester	Amide
Formule générale	$C_nH_{2n-1}OCl$	$C_nH_{2n-2}O_3$	$C_nH_{2n}O_2$	$C_nH_{2n+1}ON$
Exemples				
F.s.d et nom	<b>Chlorure d'éthanoyle</b>	<b>Anhydride éthanoïque</b>	<b>Ethanoate de méthyle</b>	<b>éthanamide</b>

### 2.2. Chlorure d'acyle :

#### a. Nomenclature :

Un chlorure d'acyle se nomme : **chlorure de + nom de l'hydrocarbure** plus la terminaison « **oyle** »

b. Préparation : On peut obtenir du chlorure d'acyle par action du **pentachlorure de phosphore  $PCl_5$**  ou du **chlorure de thionyle  $SOCl_2$**  sur un acide carboxylique selon les équations :



Remarque :

Les chlorures d'acyle s'hydrolysent en contact de l'eau et donnent l'acide carboxylique.  $R-COCl + H_2O \rightarrow R-COOH + HCl$

Exercice d'application :

On hydrolyse 21,3g de chlorure d'acyle A, les produits de la réaction obtenue sont intégralement récupérés dans 400ml d'eau, on obtient ainsi une solution S.

On dose 10ml de cette solution S, par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $C_b = 2\text{mol/l}$ . Il faut verser  $v_b = 5\text{ml}$  de solution d'hydroxyde de sodium pour que le mélange obtenu devienne franchement basique.

1. Calculer la quantité de matière de chlorure d'acyle A hydrolysé.
2. Déterminer la formule brute de chlorure d'acyle A sachant qu'il dérive d'un acide carboxylique saturé. Ecrire les f.s.d et noms possibles de ce chlorure d'acyle A.

$$(\text{Rep. : } 2n_{\text{RCOCl}} = 40C_bV_b \Rightarrow M = 106,5\text{g/mol} \Rightarrow A : \text{C}_3\text{H}_5\text{OCl})$$

2.3. **Anhydride d'acide** :  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}\text{O}_3$

a. **Nomenclature** :

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

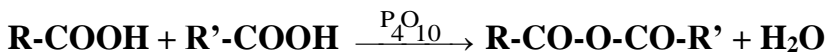
Exemple : Les f.s.d et noms des anhydrides d'acide ayant la formule brute  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$  sont :

$\text{CH}_3\text{-CO-O-CO-CH}_3$  : anhydride éthanoïque ;

$\text{H-CO-O-CO-CH}_3$  : anhydride méthanoïque propanoïque.

b. **Préparation** :

Un anhydride d'acide peut être obtenu par déshydratation entre deux molécules d'acide carboxylique. La réaction nécessite une température élevée et un déshydratant énergétique tel que  **$\text{P}_4\text{O}_{10}$  (decaoxyde de tétra phosphore)**.



Remarque : Les anhydrides d'acide réagissent avec l'eau en s'hydrolysant selon une réaction rapide et totale :



Exercice d'application :

L'hydrolyse d'une masse  $m_A = 2,96\text{g}$  d'un anhydride d'aide A conduit à la formation d'une masse  $m_B = 3,68\text{g}$  d'un acide carboxylique B.

Déterminer la masse molaire de A et établir sa formule brute.

Ecrire la f.s.d et nom de A. En déduire la f.s.d et nom de l'acide B.

$$(\text{Rep. : } M_A = 74\text{g/mol} = 14n + 46 \Rightarrow n = 2 \Rightarrow A : \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_3)$$

2.4. Les esters :  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$ a. Nomenclature :

Un ester est nommé à partir du nom où il dérive en remplaçant le suffixe « **oïque** » par « **oate** » ; on ajoute « **de** » que l'on fait suivre de nom du groupe alkyle de l'alcool.

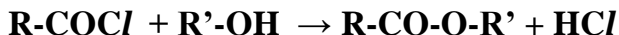
Exemple :  $\text{CH}_3\text{-COOCH}_3$  : éthano**ate de** méthyle.

Exercice d'application :

Donner les f.s.d et noms des esters de formule brute  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

b. Préparation :

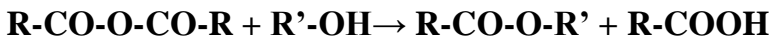
1<sup>ère</sup> méthode : Action d'un chlorure d'acyle sur un alcool.



Exemple :  $\text{H-COCl} + \text{CH}_3\text{-OH} \rightarrow \text{H-CO-O-CH}_3 + \text{HCl}$

Remarque : la réaction est **rapide ; totale** et exothermique.

2<sup>ème</sup> méthode : Action d'un anhydride d'acide sur un alcool.

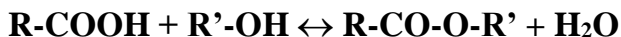


Exemple :  $\text{H-CO-O-CO-H} + \text{CH}_3\text{-OH} \rightarrow \text{H-CO-O-CH}_3 + \text{HCOOH}$

Remarque : la réaction est **rapide et totale**.

3<sup>ème</sup> méthode : Action d'un acide carboxylique sur un alcool.

Cette réaction porte le nom de **réaction d'estérification**.



Exemple :  $\text{H-COOH} + \text{CH}_3\text{-OH} \rightarrow \text{H-CO-O-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

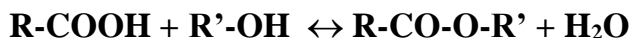
Remarque : la réaction d'estérification est **lente ; athermique ; réversible et limitée**.

c. **Hydrolyse de l'ester** :

C'est la réaction inverse de la réaction d'estérification ; elles ont les mêmes caractéristiques :  $\mathbf{R-CO-O-R'+H_2O \leftrightarrow R-COOH + R'-OH}$

d. **Pourcentage d'estérification**:

Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont des réactions inverses se produisant dans les mêmes conditions expérimentales. Elles se limitent mutuellement et conduisent à un état final, dans lequel les proportions des différents composés n'évoluent plus au cours du temps. On est en présence d'un état d'équilibre.



Le pourcentage d'estérification est donné par le rapport :

$$p = \frac{\text{nombre d'ester formé}}{\text{nombre d'acide introduit}} = \frac{x}{n_a}$$

**Remarque:**

Pour un mélange équimolaire, le pourcentage d'estérification est de :

- ✓ 66% si l'alcool est primaire ;
- ✓ 60% si l'alcool est secondaire ;
- ✓ 5~10% si l'alcool est tertiaire.

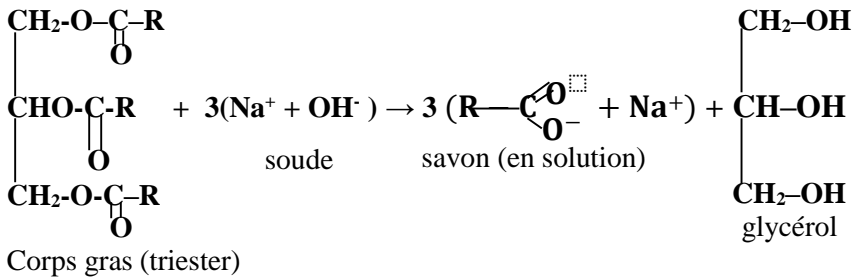
e. **Déplacement de l'équilibre** :

Pour atteindre plus rapidement l'état d'équilibre d'une réaction d'estérification, on peut :

- ✍ Soit augmenter la température du milieu réactionnel ;
- ✍ Soit utiliser quelques gouttes de la solution d'acide sulfurique comme catalyseur ;
- ✍ Soit augmenter la quantité d'un des réactifs ;
- ✍ Soit éliminer au fur et à mesure un des produits formés.

f. **Saponification** :

C'est la réaction entre un ester avec une solution de base forte. C'est une réaction **totale** mais **lente** ; elle conduit à la formation d'un ion carboxylate et de l'alcool :  $\mathbf{R-COOR' + OH^- \rightarrow RCOO^- + R'-OH}$



Cette réaction est utilisée pour fabriquer du savon à partir des corps gras (huiles, graisses) qui sont des triesters du glycérol (ou propane-1,2,3-triol).

Exercice d'application :

1. On mélange dans plusieurs ampoules 3,7g d'aide propanoïque et 1,6g de méthanol. On les scelle et on les place dans une étuve à 50°C. Au bout de 24heures, on constate que la masse d'acide propanoïque reste constante et égale à 1,23g par ampoule.

a. De quelle réaction chimique s'agit-il? Ecrire l'équation-bilan de la réaction en précisant les noms des produits obtenus. Indiquer ses caractéristiques. Calculer la limite d'estérification.

b. Dire Comment peut-on obtenir le même résultat expérimental en moins de temps.

2. Par déshydratation intermoléculaire de l'acide propanoïque, on obtient un produit que l'on fait agir sur le méthanol.

Ecrire l'équation-bilan des deux réactions. Comparer la 2<sup>e</sup> réaction à celle de la question a.

2.5. **Les amides** :  $C_nH_{2n+1}ON$ a. **Nomenclature** :☞ **Les amides non substitués** :  $R-CO-NH_2$ 

Pour les nommer on place le mot **amide** à la fin du nom de l'alcane ayant la même chaîne carbonée.

Exemple :  $H-CO-NH_2$  : méthanamide ;  $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CONH_2$  : 2méthyl propanamide

☞ **Les amides monosubstitués** :  $R-CO-NH-R'$ 

Pour les nommer, on fait suivre la lettre N par le nom du groupe alkyle  $R'$ . Exemple :  $CH_3-CO-NH-CH_3$  : N-méthyl éthanamide.

☞ **Les amides disubstitués** :  $R-CO-\overset{\substack{R' \\ |}}{N}-R''$ 

Pour les nommer, on fait suivre les lettres N,N par les groupes alkyle  $R'$  et  $R''$  par ordre alphabétique.

Exemple:  $H-CO-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{N}-CH_2-CH_3$  : N-éthyl N-méthyl méthanamide

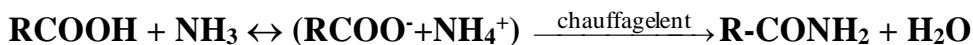
Exercice d'application :

Ecrire les f.s.d et noms des amides ayant la formule brute  $C_3H_7ON$ .

(Rep. 4 isomères possibles)

b. **Préparation des amides non substitués** :

→ **A partir d'un acide carboxylique et  $NH_3$**  : c'est une réaction et se fait en deux étapes.



→ **A partir d'un chlorure d'acyle et  $NH_3$  en excès** : la réaction est rapide et totale.  $RCOCl + 2NH_3 \rightarrow RCONH_2 + (NH_4^+ + Cl^-)$

## Chapitre 7 : | LES AMINES

### Objectifs

- Définir une amine et donner sa formule générale
- Reconnaître la classe d'une amine ; - Nommer les amines
- Expliquer les caractères basique et nucléophile des amines et donner un exemple de réaction exprimant ces caractères.

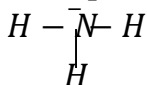
### SOMMAIRE

- |   |   |
|---|---|
| <p><b>1. Présentation des amines</b></p> <p>1.1. Rappel sur la molécule de NH<sub>3</sub></p> <p>1.2. Définition et classes des amines</p> <p><b>2. Nomenclature</b></p> <p>2.1. Cas des amines primaires</p> | <p>2.2. Cas des amines secondaires et tertiaires</p> <p><b>3. Propriétés des amines</b></p> <p>3.1. Caractère basique</p> <p>3.2. Caractère nucléophile</p> |
|---|---|

### 1. Présentation des amines :

#### 1.1. Rappel sur la molécule d'ammoniac (NH<sub>3</sub>) :

L'atome d'azote (N : Z = 7, K<sup>2</sup>L<sup>5</sup> et • N •) est **trivalent** : il peut partager trois liaisons avec ses voisins et présentent un doublet non liant. La molécule d'ammoniac (NH<sub>3</sub>) a pour représentation de Lewis :



La présence du doublet non liant permet à la molécule de capter un proton (H<sup>+</sup>) : c'est donc une base d'après Brönsted.

#### 1.2. Définition et classes des amines :

Les amines sont des composés organiques azotés (C<sub>x</sub>H<sub>y</sub>N). Leurs formules s'obtiennent en remplaçant, dans la formule d'ammoniac NH<sub>3</sub>, un ou plusieurs atomes d'hydrogènes par des groupes carbonés (alkyle ou aryle).

NB : Lorsque l'atome d'azote n'est lié à aucun groupe aryle, l'amine est dite **aliphatique**. La formule brute d'une amine aliphatique saturée non cyclique est : **C<sub>n</sub>H<sub>2n+3</sub>N ⇒ M = 14n + 17g/mol.**

## AMINES

Selon les groupes carbonés liés à l'atome d'azote, les amines sont réparties en **trois classes** :

- Amines primaires :  $R-NH_2$       Exemple :  $CH_3-NH_2$
- Amines secondaires :  $R-NH-R'$       Exemple :  $CH_3-NH-CH_2-CH_3$
- Amines tertiaires :  $R-\underset{\substack{| \\ R''}}{N}-R'$       Exemple :  $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{N}-CH_2-CH_3$


## 2. Nomenclature :

### 2.1. Cas des amines primaires :

#### a. Nomenclature substitutive :

La terminaison « e » du nom de l'alcane correspondant à la chaîne la plus longue portant le groupe  $-NH_2$ , est remplacée par la terminaison « amine ». On précisera la position du groupe  $-NH_2$  dans la chaîne carbonée.

Exemples :  $CH_3-NH_2$  : méthanamine

$CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$  : propan-1-amine      - $NH_2$  : benzénamine

$CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2-CH_2-NH_2$  : 3-méthyl butan-1-amine

#### b. Nomenclature radico-fonctionnelle :

On ajoute la terminaison « amine » au groupe carboné lié à l'atome d'azote. L'atome de carbone lié à l'azote porte le numéro 1.

Exemples :  $CH_3-NH_2$  : méthylamine

$CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$  : propylamine      - $NH_2$  : phénylamine

$CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_2-CH_2-NH_2$  : 3-méthyl butylamine

Exercice d'application :

1. Nommer les amines primaires suivantes : a)  $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_3}}{CH}-CH_3$

b)  $CH_3-\underset{\substack{| \\ CH_2-CH_3}}{CH}-CH_2-NH_2$     c)  $CH_3-CH_2-\underset{\substack{| \\ NH_2}}{CH}-CH_3$

2. Ecrire les f.s.d des amines dont les noms suivent :

a) butan-2-amine ; b) 2-méthylpropylamine c) isopropylamine.

## 2.2. Cas des amines secondaires et tertiaires :

### a. Amines symétriques :

Une amine est symétrique si les groupes carbonés liés à l'atome d'azote sont identiques.

On les nomme en ajoutant le suffixe « amine » au nom du groupe carboné précédé du préfixe **di** ou **tri**.

Exemples :  $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$  : diméthylamine  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

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

### b. Amines non symétriques :

On les nomme comme étant des dérivés d'une amine primaire dont l'atome d'azote est lié à la chaîne carbonée la + longue. Les substituants sont précédés de la lettre N ou des lettres N,N, énumérés dans l'ordre alphabétique.

Exemples :  $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_2\text{-CH}_3$  : N méthyl éthylamine

$\text{C}_2\text{H}_5$  (ou N méthyléthanamine)

$\text{CH}_3\text{-N-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$  : N éthyl,N méthylpropylamine

(ou N éthyl, N méthylpropan-1-amine)

### Exercice d'application :

Ecrire les f.s.d des amines suivantes : a) N,N,diméthyléthylamine ;  
 b) diéthylamine ; c) N éthyl,N méthylbutan-2-amine.

### Exercices d'application :

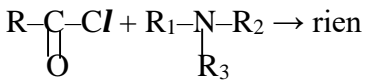
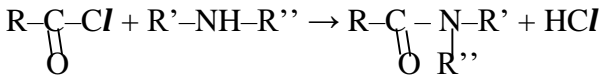
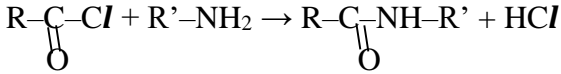
1. Une amine A aliphatique saturée non cyclique, contient en masse 19,17% d'azote. Déterminer la formule brute de l'amine A.
2. Ecrire et nommer les f.s.d possibles de l'amine A. Préciser dans chaque cas la classe de l'amine. On donne : H :1 ; N :14 ; O : 16.



### b. Réaction d'acylation :

C'est l'action des chlorures d'acyle sur les amines. La réaction consiste à remplacer un atome d'hydrogène de l'amine primaire ou secondaire par le groupe acyle.

Equation-bilan des réactions d'acylation :



### Exercice d'application :

a. Ecrire la f.s.d de la N-méthyléthanamide.

b. Quel composé organique faut-il faire réagir avec le chlorure d'éthanoyle pour préparer la N-méthyléthanamide? Ecrire l'équation de la réaction.

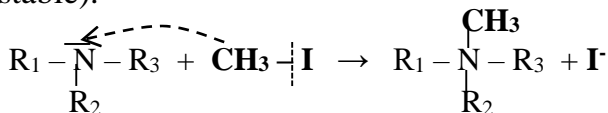
c. Quelle propriété des amines intervient dans la réaction précédente ?

### c. Réaction d'alkylation :

C'est l'action des amines sur les dérivés halogénés. Au cours de la réaction d'un dérivé halogéné (R-X) sur une amine, l'atome d'azote est attiré par le groupe alkyl R- ; le doublet non liant établit une nouvelle liaison entre l'atome d'azote et le groupe alkyl (N-R).

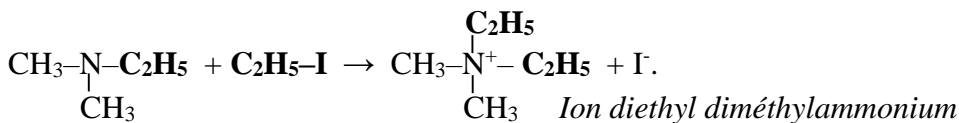
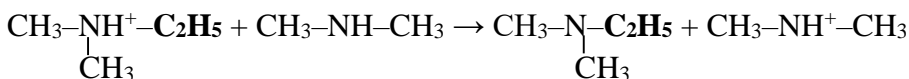
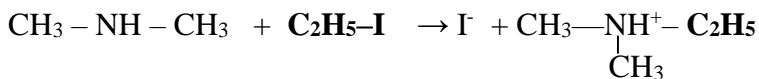
### Cas des amines tertiaires :

La réaction conduit à un ion alkylammonium (dit ion ammonium quaternaire stable).



### Cas des amines secondaires :

L'action d'une amine secondaire sur un dérivé halogéné (R-X) conduit successivement à une amine tertiaire, puis à un ion ammonium quaternaire stable.



### Cas des amines primaires :

L'action d'une amine primaire sur un dérivé halogéné (R - X) conduit aux formations successivement des amines secondaires et tertiaires et finalement à celle d'un ion ammonium quaternaire stable.

Ces réactions, qui permettent à passer d'une amine à une amine de classe supérieure par action d'un dérivé halogéné, portent le nom des **réactions d'Hofmann**.

## Chapitre 8 : |LES ACIDES $\alpha$ – AMINÉS

### Objectifs :

- Définir et donner la formule générale d'un acide  $\alpha$ -aminé ;
- Faire la représentation de Fischer (Chimiste allemand) ;
- Donner les couples acide-base ;
- Expliquer la liaison peptidique ;
- Donner un exemple de réaction d'activation de la fonction acide ; - Donner un exemple de réaction de blocage de la fonction amine.

### SOMMAIRE

#### 1. Définition

#### 2. Nomenclature

#### 3. Structures d'un acide $\alpha$ -aminé

##### 3.1. Les énantiomères

##### 3.2. Présentation de Fischer

#### 4. Propriétés acido-basiques

#### 5. Liaison peptidique

##### 5.1. Définition

##### 5.2. Procédure de synthèse d'un dipeptide

##### 5.3. Nomenclature d'un dipeptide

### 1. Définitions :

Un acide  $\alpha$ -aminé est un composé organique dont la molécule comporte deux groupes fonctionnels : le groupe carboxyle  $\text{-COOH}$  et le groupe amino  $\text{-NH}_2$  portés par le même atome de carbone.

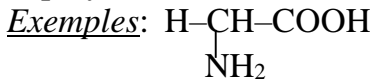
La formule générale des acides  $\alpha$ -aminés est : 
$$R \text{ - } \underset{\text{NH}_2}{\text{CH}} \text{ - COOH}$$

### 2. Nomenclature :

Les acides  $\alpha$ -aminés sont nommés comme des dérivés substitués des acides carboxyliques, l'atome de carbone du groupe  $\text{-COOH}$  porte le n°1. Le groupe amino  $\text{-NH}_2$  est lié à l'atome de carbone portant le n°2.

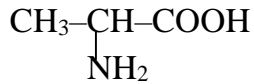
NB : En général, on désigne un acide  $\alpha$ -aminé par son nom d'usage

employé en biochimie.



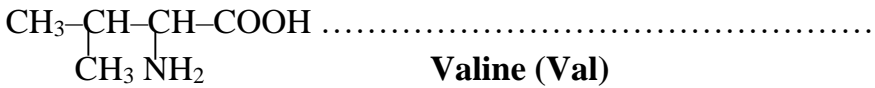
acide 2-amino éthanoïque

**Glycine (Gly)**



acide 2-amino propanoïque

**Alanine (Ala)**



**Valine (Val)**

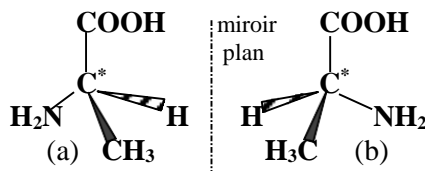
### 3. Structure des acides $\alpha$ -aminés :

#### 3.1. Les énantiomères :

Toutes les molécules des acides  $\alpha$ -aminés, à *l'exception de la glycine*, comportent au moins un atome de carbone asymétrique ( $C^*$ ) (atome de carbone lié à quatre atomes ou groupes d'atomes différents) : ces molécules sont dites **chirales**.

Une molécule chirale est non **superposable** à son image dans un miroir plan : elle admet deux stéréoisomères appelés **énantiomères**.

Exemple : Les molécules (a) et (b) ci-contre sont les **énantiomères** de alanine.

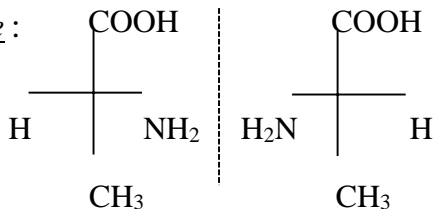


#### 3.2. Représentation de Fischer :

C'est une représentation qui consiste à disposer la molécule d'un acide  $\alpha$ -aminé, dans un plan, de façon que la chaîne carbonée principale soit verticale avec le groupe  $-COOH$  en **haut** et le radical R en **bas** ; les groupes  $-NH_2$  et l'atome d'hydrogène liés au carbone asymétrique sont disposés horizontalement. Cette représentation définit deux configurations :

- **configuration L** : lorsque le groupe  $-NH_2$  se projette à gauche ;
- **configuration D** : lorsque le groupe  $-NH_2$  se projette à droite.

Exemple :



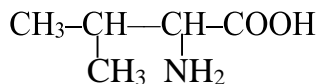
**D – Ala**

**L – Ala**

Représentation de Fischer de Alanine

Remarque : les acides  $\alpha$ -aminés naturels ont la **configuration L**.

Exercice : Donner la représentation de Fischer de valine de f.s.d :

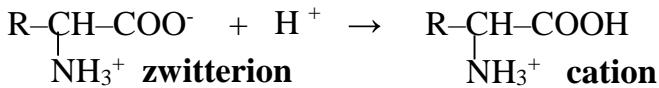


#### 4. Propriétés acido-basiques :

Les acides  $\alpha$ -aminés possèdent à la fois la fonction acide carboxylique et la fonction amine (fonction basique). Entre ces deux fonctions s'effectue un transfert de proton ( $H^+$ ) au sein de la molécule ; ce qui conduit à la formation d'un **ion dipolaire** appelé **zwitterion** ou **amphion**

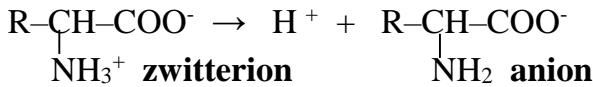


-Le zwitterion peut capter un proton ( $H^+$ ) : c'est donc une base ; il conduit à **un cation** son acide conjugué.



Soit le couple acide-base: cation / zwitterion

- Le zwitterion peut céder un proton ( $H^+$ ) : c'est donc un acide ; il conduit à **un anion** sa base conjuguée.



Soit le couple acide-base : zwitterion/ anion

Le zwitterion présente à la fois un caractère acide et un caractère basique : c'est donc **un ampholyte**.

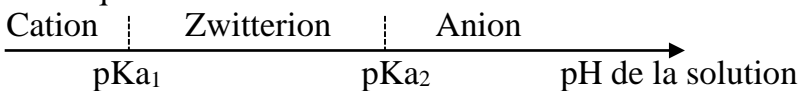
Remarque :

- Si le radical R est un groupe alkyle, on a :

$pK_{a1} = pK_a$  (cation / zwitterion) est de l'ordre de 2 à 3

$pK_{a2} = pK_a$  (zwitterion / anion) est de l'ordre de 9 à 10.

- Domaines de prédominance des espèces : zwitterion ; cation et anion, en solution aqueuse :



Exercice d'application : Ecrire la formule de l'espèce chimique majoritaire de la glycine de formule  $H_2N-CH_2-COOH$  en solution aqueuse, dans les trois cas suivants :  $pH = 1,8$  ;  $pH = 8$  ;  $pH = 11$ . On donne :

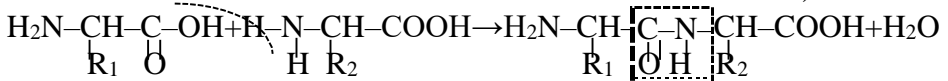
- Pour le couple **acide conjugué du zwitterion/zwitterion** :  $pK_{a1} = 2,3$  ;

- Pour le couple **zwitterion/base conjuguée du zwitterion** :  $pK_{a2} = 9,7$ .

## 5. Liaison peptidique :

### 5.1. Définition :

La liaison peptidique est une liaison qui résulte de l'élimination d'une molécule d'eau entre le groupe  $-\text{COOH}$  d'un acide  $\alpha$ -aminé et le groupe  $-\text{NH}_2$  d'un autre acide  $\alpha$ -aminé (au cours d'une réaction de condensation c'est-à-dire élimination d'une molécule d'eau ).



NB : La liaison peptidique  $-\underset{\text{O}}{\text{C}}-\underset{\text{H}}{\text{N}}-$  possède la **fonction amide**

Le composé obtenu par liaison peptidique entre deux molécules des acides  $\alpha$ -aminés est **un dipeptide**.

### 5.2. Procédure de synthèse d'un dipeptide :

Pour obtenir un dipeptide à partir des acides  $\alpha$ -aminés  $A_1$  et  $A_2$ , on procède de la façon suivante :

- On bloque la fonction amine de l'acide  $\alpha$ -aminé  $A_1$  et la fonction acide carboxylique de l'acide  $\alpha$ -aminé  $A_2$  ;
- On active la fonction acide carboxylique de l'acide  $\alpha$ -aminé  $A_1$  ;
- Quand la liaison peptidique a été réalisée, on régénère les fonctions bloquées.

NB : -Pour bloquer la fonction amine ( $-\text{NH}_2$ ), on la transforme en amide par action d'un chlorure d'acyle.

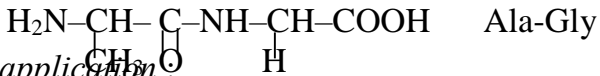
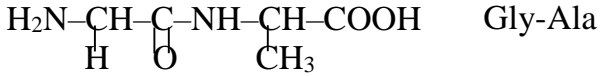
-Pour bloquer la fonction acide ( $-\text{COOH}$ ), on la transforme en ester par action d'un alcool.

-Pour activer la fonction acide carboxylique, on la transforme en chlorure d'acyle.

### 5.3. Nomenclature des dipeptides :

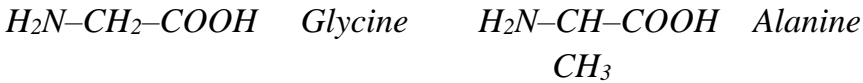
Pour nommer un dipeptide, on nomme les acides  $\alpha$ -aminés par leur abréviation, en commençant par l'extrémité de la chaîne qui porte le groupe  $-\text{NH}_2$  et en terminant par celle qui porte le groupe  $-\text{COOH}$  libre.

Exemples:



Exercice d'application :

Soient les deux acides  $\alpha$ -aminés suivants :



1. Donner les noms de ces deux acides  $\alpha$ -aminés selon la nomenclature officielle.
2. On veut faire la synthèse du dipeptide noté Ala-Gly.
  - a. Ecrire l'équation-bilan correspondante.
  - b. Expliciter le principe de la synthèse de ce dipeptide