



## THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

### ACIDES FAIBLES -BASES FAIBLES

#### I. Situation d'apprentissage.

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

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

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

#### II. CONTENU DE LA LECON

##### 1. ACIDE FAIBLE

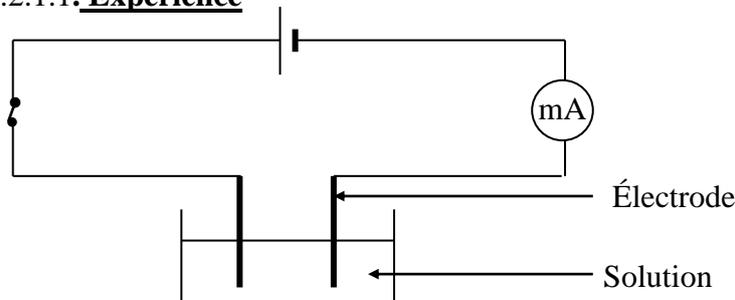
##### 1.1. L'acide éthanoïque pur

L'acide éthanoïque ou acide acétique de formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$  est un liquide incolore possédant une odeur piquante caractéristique. Il est miscible à l'eau en toutes proportions ; sa dissolution est faiblement exothermique.

##### 1.2. Étude de la solution d'acide éthanoïque

##### 1.2.1. Étude qualitative : conductibilité comparée du courant électrique

##### 1.2.1.1. Expérience



### 1.2.1.2. Résultats

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

#### 1.2.1.3. Interprétation

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

#### 1.2.1.4. Conclusion

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

### 1.2.2. Étude quantitative

La mesure du pH à 25°C d'une solution S<sub>1</sub> d'acide éthanoïque de concentration C<sub>a</sub> = 10<sup>-2</sup> mol.L<sup>-1</sup> donne la valeur pH = 3,4. Réalisons l'étude quantitative de la solution.

#### \* Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

Les espèces chimiques présentes dans la solution S<sub>1</sub> sont :

Ions : H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> ; molécules : H<sub>2</sub>O ; CH<sub>3</sub>COOH

#### \* Exploitation des valeurs de pH et de K<sub>e</sub>

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}; [H_3O^+] = 10^{-3,4}; [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}; [OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3,4}}; [OH^-] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

#### \* Electroneutralité de la solution

$$[H_3O^+] = [OH^-] + [CH_3COO^-]$$

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

$$\text{donc } [CH_3COO^-] = [H_3O^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

#### \* Conservation de la matière

$$C_a = [CH_3COO^-] + [CH_3COOH]$$

$$[CH_3COOH] = C_a - [CH_3COO^-]$$

$$[CH_3COOH] = 10^{-2} - 3,98 \cdot 10^{-4}$$

$$[CH_3COOH] = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

espèce ultra-minoritaire :  $\text{OH}^-$  ;

espèces minoritaires :  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  ;

espèce majoritaire :  $\text{CH}_3\text{COOH}_{\text{restant}}$ .

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

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

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

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

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

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

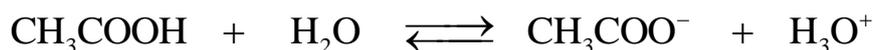
### **1.2.4. Effet de la dilution sur l'ionisation**

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

**Le facteur d'ionisation augmente avec la dilution.**

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

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



## **1.3. Définition d'un acide faible**

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

Exemples d'acides faibles :

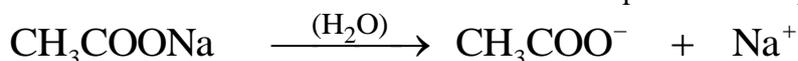
Acide méthanoïque, acide benzoïque, ion ammonium, ion méthylammonium,

## **2. Base faible**

### **2.1. Ethanoate de sodium solide**

L'éthanoate de sodium ou acétate de sodium ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) est un solide ionique de couleur blanche.

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



Cette dissolution est une réaction chimique très exothermique.

Dans la solution aqueuse, les ions  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  formés réagissent avec des molécules d'eau pour donner des molécules d'acide éthanóique ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).

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

### 2.2.1. Étude quantitative

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

#### \* Inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution

Les espèces chimiques présentes dans la solution  $S_2$  sont :

Ions :  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$       molécules :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

#### \* Exploitation des valeurs de pH et de $K_e$

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

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

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

#### \* Electroneutralité de la solution

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

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

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

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

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

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

#### \* Conservation de la matière

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

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

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

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

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

### 2.2.2 . Coefficient de dissociation

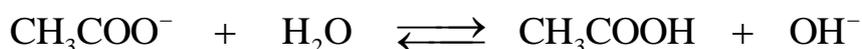
$$\alpha = \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]_i} = \frac{[CH_3COOH]}{c}$$

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

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

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

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



### 2. 3. Définition d'une base faible

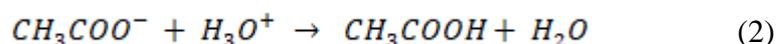
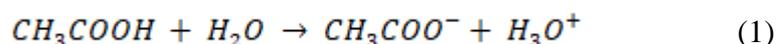
Une base est dite **faible** en solution aqueuse si sa réaction avec l'eau **est partielle (n'est pas totale)**.

Exemples de bases faibles :

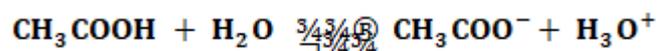
Ammoniac, méthylamine, ion carbonate ( $CO_3^{2-}$ ), ion propanoate, ion hypochlorite ( $ClO^-$ ).

### 3. Notion d'équilibre chimique

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



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



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

## SITUATION D'ÉVALUATION

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

Tu es le rapporteur du groupe.

1. Dis si l'acide méthanoïque est un acide fort ou un acide faible. Justifie ta réponse.
2. Écris l'équation-bilan de la réaction de l'acide méthanoïque avec l'eau.
3. Détermine
  - 3.1) La concentration molaire des espèces présentes dans la solution S.
  - 3.2) La concentration molaire des espèces présentes dans la solution S'
4.
  - 4.1. Calcule les coefficients d'ionisation  $\alpha$  et  $\alpha'$  respectivement des solutions S et S' de l'acide méthanoïque.
  - 4.2. Compare  $\alpha$  et  $\alpha'$  puis donne l'influence de la dilution sur l'acide méthanoïque.

### Solution:

1.  $-\log 10^{-2} = 2$  différent de  $pH = 2,9$  donc l'acide méthanoïque n'est pas fort ; il est faible.
2. L'équation-bilan :  $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

3.

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

Les concentrations molaires dans S :

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

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

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

4. Coefficients d'ionisation :

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

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

### III. EXERCICES

#### Exercice 1 :

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

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

#### Solution :

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

Les concentrations molaires :

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

- Conservation de la matière :

$$C = [C_2H_5COO^-] + [C_2H_5COOH] \Rightarrow [C_2H_5COOH] = C - [C_2H_5COO^-]$$

$$[C_2H_5COOH] = 5 \cdot 10^{-2} - 3,16 \cdot 10^{-3} = 4,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

4. Coefficient d'ionisation :

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

#### Exercice 2 :

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

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

#### CORRIGE

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

- Electroneutralité de la solution :  $[NH_4^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$   
 $[NH_4^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$ . or  $[H_3O^+] \ll [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] \cong [OH^-] = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$
- Conservation de la matière :  
 $C_b = [NH_3] + [NH_4^+] \Rightarrow [NH_3] = C_b - [NH_4^+]$   
 $[NH_3] = 10^{-3} - 1,26 \cdot 10^{-4} = 8,74 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

3.3. Coefficient d'ionisation :

$$\alpha = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{[NH_4^+]}{C_b} = \frac{1,26 \cdot 10^{-4}}{10^{-3}} = 0,0126 \text{ soit } 1,26\%$$

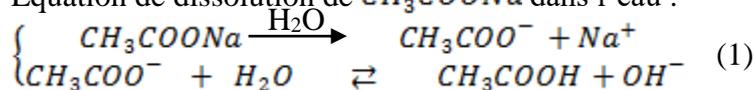
### Exercice 3

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

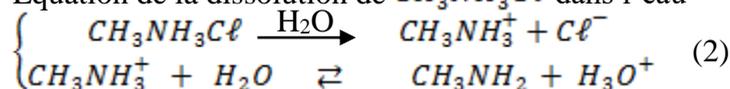
1. Écris les équations de dissolution de ces composés dans l'eau.
2. Indique le rôle (acide ou basique) de l'eau dans chaque réaction chimique.
3. Précise la nature la nature (acide ou basique) de chacune des solutions obtenues.

### Solution:

1. Équation de dissolution de  $CH_3COONa$  dans l'eau :



Équation de la dissolution de  $CH_3NH_3Cl$  dans l'eau



2. Rôle (acide ou faible) de l'eau :

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

3. Nature de chaque solution :

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

### EXERCICE 4

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

Vous réalisez les opérations suivantes :

- d'une solution aqueuse  $S_1$  de chlorure d'ammonium de concentration  $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$  Vous préparez 1 L L. la mesure du pH de  $S_1$  donne  $pH_1 = 5,3$ .
- A un volume  $V_1 = 10 \text{ mL}$  de la solution  $S_1$  vous ajoutez un volume  $V_e = 90 \text{ mL}$  d'eau distillée. Vous obtenez une nouvelle solution  $S_2$  de concentration  $C_2$ . Le pH mesuré de  $S_2$  donne  $pH = 5,8$ .D

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

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

1.
  - 1.1. Détermine la masse m de solide pesé pour préparer cette solution (S<sub>1</sub>).
  - 1.2. Décris complètement la préparation de (S<sub>1</sub>).
  - 1.3. Ecris l'équation-bilan de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.
2.
  - 2.1. Montre que l'ion ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup> est un acide faible.
  - 2.2. Ecris l'équation bilan de la réaction de l'ion ammonium avec l'eau.
  - 2.3. Calcule les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans (S<sub>1</sub>).
  - 2.4. Calcule le coefficient de dissociation α<sub>1</sub> de l'ion ammonium.
3.
  - 3.1. Calculer C<sub>2</sub>.
  - 3.2. Calcule les nouvelles concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans (S<sub>2</sub>).
  - 3.3. Calcule le nouveau coefficient d'ionisation α<sub>2</sub>.
  - 3.4. Compare α<sub>1</sub> et α<sub>2</sub> et donne l'influence de la dilution sur la dissociation.

### Solution

1.

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

1.2 Processus de préparation de la solution S<sub>1</sub> :

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

1.3 Equation-bilan de dissolution :  $NH_4Cl \xrightarrow{eau} NH_4^+ + Cl^-$

2.

2.1  $-\log C_1 = -\log 5.10^{-2} = 1,3$  différent de  $pH = 5,3$  :  $NH_4^+$  pas n'est fort, il est faible.

2.2 Équation-bilan  $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

2.3 Concentrations molaires des espèces chimiques :

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

- $[H_3O^+] = 10^{-5,3} = 5.10^{-6} mol/L$

- $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 2.10^{-9} mol/L$

- $[Cl^-] = C_1 = 5.10^{-2} mol/L$

• ENS :

$$[NH_4^+] + [H_3O^+] = [Cl^-] + [OH^-] \Rightarrow [NH_4^+] = [Cl^-] + [OH^-] - [H_3O^+] \Rightarrow [NH_4^+] \cong [Cl^-] = 5.10^{-2} mol/L$$

• Conservation de la matière :

$$C_1 = [NH_3] + [NH_4^+] \Rightarrow [NH_3] = C_1 - [NH_4^+]$$

$$[NH_3] = C_1 - [Cl^-] - [OH^-] + [H_3O^+] = [H_3O^+] - [OH^-] \cong [H_3O^+] = 5.10^{-6} mol/L$$

4. Coefficient d'ionisation :

$$\alpha = \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{[NH_3]}{C_1} = \frac{5.10^{-6}}{5.10^{-2}} = 10^{-4}$$

## EXERCICE 5

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

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

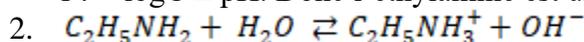
1. Montre que l'éthylamine est une base faible et donne la différence entre une base forte et une base faible.
2. Écris l'équation bilan de la réaction de l'éthylamine avec l'eau.
3. Calcule les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution S.
4. Calcule le coefficient d'ionisation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

Solution :

1. Calculons  $14 + \log C$

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

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



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

Les concentrations molaires :

- $[H_3O^+] = 10^{-11,3} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

- $[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

- Electroneutralité de la solution :  $[C_2H_5NH_3^+] + [H_3O^+] = [OH^-]$

$$[C_2H_5NH_3^+] =$$

$$[OH^-] - [H_3O^+]. \text{ or } [H_3O^+] \ll [OH^-] \Rightarrow [C_2H_5NH_3^+] \cong [OH^-] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

- Conservation de la matière :

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

$$[C_2H_5NH_2] = 10^{-2} - 2 \cdot 10^{-3} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4. Coefficient d'ionisation :

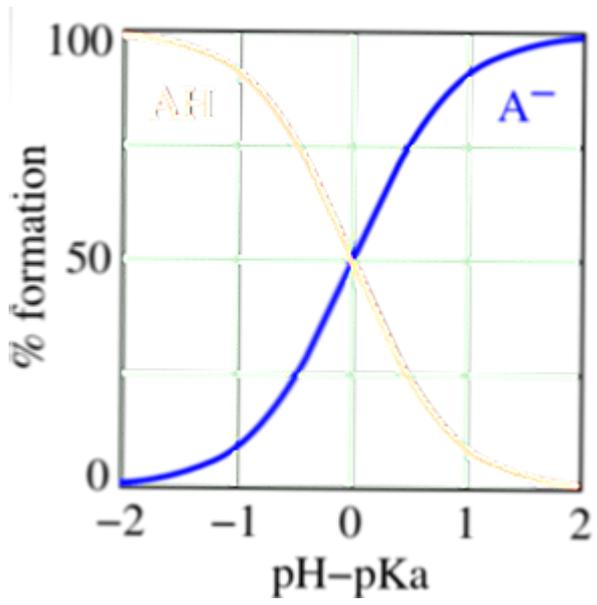
$$\alpha = \frac{[C_2H_5NH_3^+]}{C} = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} = 0,2 \text{ soit } 20\%$$

## IV. DOCUMENTATION

### Dissociation des acides faibles

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

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



Graphe de spéciation pour un acide faible qui dissocie

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

