

## 2ème Sciences

### Thème 2 : Les solutions

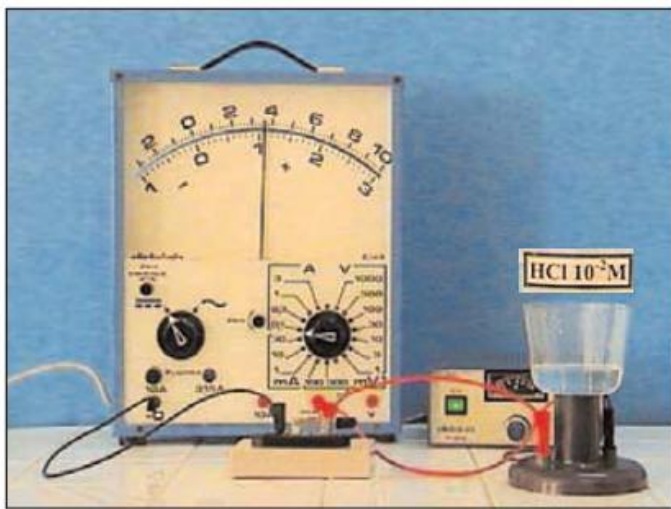
### Chap8: Acides forts, acides faibles, bases fortes, bases faibles

#### I- Comparaison de la force des acides:

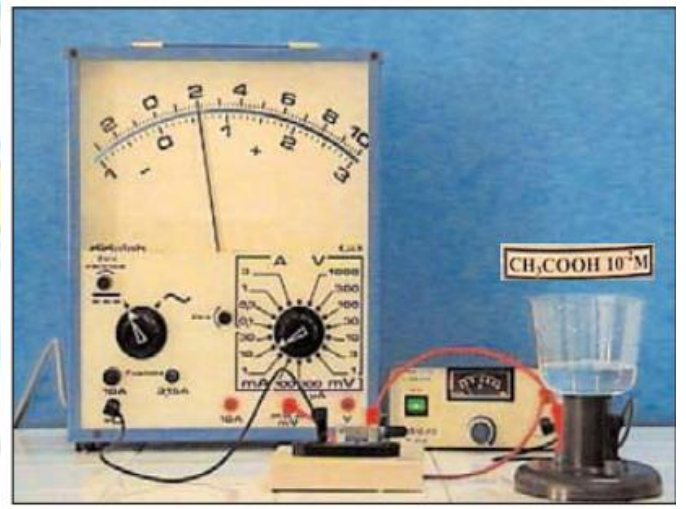
On considère deux solutions aqueuses ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) de chlorure d'hydrogène  $HCl$  et d'acide éthanoïque  $CH_3COOH$  de même concentration  $C_a = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ .

#### 1) Comparaison de la force des acides d'après leur conductibilité électrique

##### a- Expériences et observations



Le milliampèremètre indique une intensité de courant  $I_1$  égale à 38 mA



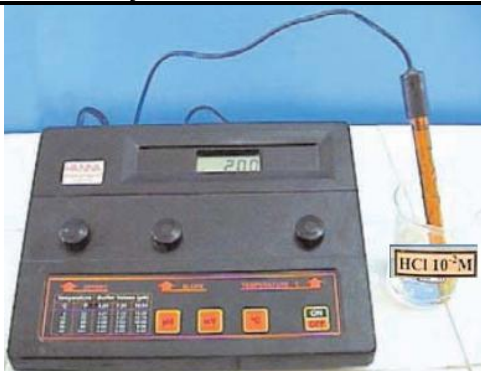
le milliampèremètre indique une intensité de courant  $I_2$  égale à 2 mA

##### b- Conclusion

- La solution de chlorure d'hydrogène contient beaucoup plus d'ions que la solution d'acide éthanoïque.
- Comme  $HCl$  et  $CH_3COOH$  sont deux acides, alors  $HCl$  est un acide plus fort que  $CH_3COOH$ .

#### 2) Comparaison de la force des acides d'après le pH de leurs solutions

##### a- Expériences et observations



$pH_1 = 2$  donc  $[H_3O^+]_1 = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$



$pH_2 = 3,4$  donc  $[H_3O^+]_2 = 10^{-3,4} \text{ mol. L}^{-1}$

### b- Conclusion

- $[H_3O^+]_2$  est inférieure à  $[H_3O^+]_1$  : à concentration égale l'acide  $HCl$  est plus fort que l'acide  $CH_3COOH$ .
- A concentrations égales, l'acide le plus fort est celui qui correspond à la solution de  $pH$  le plus faible.

## II- Acides forts et acides faibles:

### 1- Ionisation de $HCl$ dans l'eau:

Pour la solution aqueuse ( $S_1$ ) de chlorure d'hydrogène :  $n(HCl)_{S_1} = C_a \cdot v(1L) = 10^{-2} mol$   
 $pH = 2$ ;  $[H_3O^+] = 10^{-2} mol \cdot L^{-1} = C_a$

⇒ L'ionisation d'une mole de  $HCl$  dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions  $H_3O^+$  donc toutes les molécules  $HCl$  introduites initialement en solution ont été complètement ionisées selon l'équation :  $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

### Remarque

La molarité de  $HCl$  dans la solution est nulle  $[HCl] = 0 mol \cdot L^{-1}$ .

### 2- Ionisation de $CH_3COOH$ dans l'eau

Pour la solution aqueuse ( $S_2$ ) d'acide éthanoïque  $CH_3COOH$

$n(CH_3COOH) = C_a \cdot v(1L) = 10^{-2} mol$

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

Comme l'ionisation d'une mole de  $CH_3COOH$  dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions  $H_3O^+$ , on en déduit que l'ionisation de  $CH_3COOH$  dans l'eau n'est pas totale : celle-ci est partielle. Seules quelques molécules de  $CH_3COOH$  ont été ionisées.

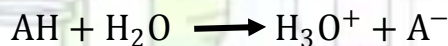
On dit que l'acide  $CH_3COOH$  est un acide faible. L'ionisation dans l'eau de l'acide faible  $CH_3COOH$  s'écrit :  $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$

### Remarque

La solution finale de cet acide contient en plus de l'eau, des ions  $H_3O^+$ , des ions  $OH^-$ , des ions  $CH_3COO^-$  et de l'acide éthanoïque  $CH_3COOH$ . En conséquence la concentration molaire de  $CH_3COOH$  dans la solution n'est pas nulle ( $[CH_3COOH] \neq 0$ ).

### 3- Généralisation

- Un acide fort  $AH$  est un acide qui s'ionise totalement dans l'eau.
- $[H_3O^+] = C$ .
- Le  $pH$  d'une solution aqueuse d'un monoacide fort est tel que :  $10^{-pH} = C$ .
- L'équation de la réaction d'ionisation de l'acide fort  $AH$  dans l'eau est :



Exemples d'acides forts :  $HCl$ ,  $HI$ ,  $HBr$ ,  $HNO_3$ ,  $H_2SO_4$  ...

- Un acide faible  $AH$  est un acide qui s'ionise partiellement dans l'eau.
- La molarité en ions  $H_3O^+$  dans une solution aqueuse d'un monoacide faible de concentration molaire  $C$  est telle que  $[H_3O^+] < C$ .
- Le  $pH$  d'une solution aqueuse d'un monoacide faible est tel que :  $10^{-pH} < C$ .
- L'équation de la réaction d'ionisation d'un acide faible  $AH$  dans l'eau est :



Exemples d'acides faibles :  $CH_3CO_2H$ ,  $H_3PO_4$  etc...

## III- Comparaison de la force des bases:

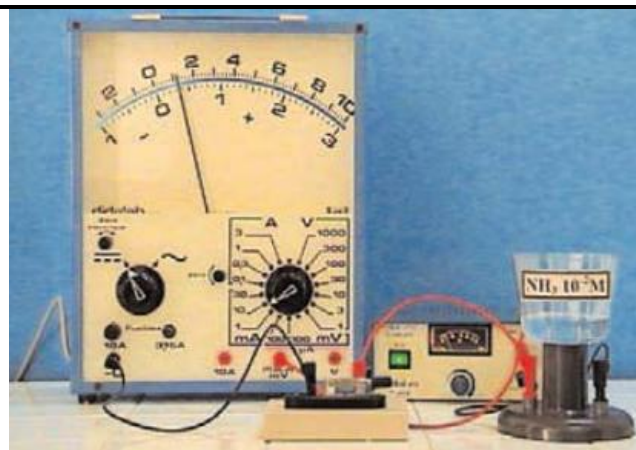
On considère deux solutions aqueuses ( $S'_1$ ) et ( $S'_2$ ) d'hydroxyde de sodium  $NaOH$  et d'ammoniac  $NH_3$  de même concentration  $C_b = 10^{-2} mol \cdot L^{-1}$ .

## 1) Comparaison de la force des bases d'après leur conductibilité électrique

### a. Expérience et observations



Le milliampèremètre indique une intensité de courant  $I_1$  égale à 30 mA



le milliampèremètre indique une intensité de courant  $I_2$  égale à 1 mA

### b- Conclusion

- La solution d'hydroxyde de sodium contient beaucoup plus d'ions que la solution d'ammoniac.
- Comme  $NaOH$  et  $NH_3$  sont deux bases, alors  $NaOH$  est une base plus forte que  $[OH^-]_1$ .

## 2) Comparaison de la force des bases d'après le pH de leurs solutions

### a-Expérience et observations



$pH'_1 = 12$  donc  
 $[H_3O^+]'_1 = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$   
 Et  $[OH^-]'_1 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



$pH'_2 = 10,4$  donc  
 $[H_3O^+]'_2 = 10^{-10,4} \text{ mol.L}^{-1}$   
 et  $[OH^-]'_2 = 10^{-3,6} \text{ mol.L}^{-1}$

### b- Conclusion

- $[OH^-]'_2$  est inférieure à  $[OH^-]'_1$ : à concentration égale la base  $NaOH$  est plus forte que la base  $NH_3$ .
- A concentrations molaires égales, la base la plus forte est celle qui correspond à la solution de pH le plus grand.

## IV- Bases fortes est bases faibles

### 1) Dissociation de $NaOH$ dans l'eau :

Pour la solution aqueuse ( $S'_1$ ) d'hydroxyde de sodium  $n(NaOH)_{S'_1} = C_b \cdot v(1L) = 10^{-2} \text{ mol}$   
 $pH = 12$ ;  $[H_3O^+] = 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = C_b$

➡ la dissociation ionique d'une mole de  $NaOH$  dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions  $OH^-$  donc toutes les molécules  $NaOH$  introduites initialement en solution ont été complètement ionisées selon l'équation :  $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$

La dissociation ionique de  $NaOH$  dans l'eau est totale.

On dit que l'hydroxyde de sodium est une base forte.

*Remarque :*

La molarité de  $NaOH$  dans la solution est nulle  $[NaOH] = 0 \text{ mol. L}^{-1}$ .

## 2) Ionisation de $NH_3$ dans l'eau

Pour la solution aqueuse ( $S'_2$ ) d'ammoniac  $NH_3$

$$n(NH_3)_{S'_2} = C_b \cdot v(1L) = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$pH = 10,4; [H_3O^+] = 10^{-10,4} \text{ mol. L}^{-1} \text{ et } [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = 10^{-3,6} \text{ mol. L}^{-1} < C_b$$

Comme l'ionisation d'une mole de  $NH_3$  dans l'eau ne peut donner qu'une mole d'ions  $OH^-$ . On en déduit que l'ionisation de  $NH_3$  dans l'eau n'est pas totale : elle est partielle.

Seules quelques molécules de  $NH_3$  ont été ionisées. On dit que  $NH_3$  est une base faible.

L'ionisation dans l'eau de la base faible  $NH_3$  s'écrit :



*Remarque*

La solution finale de cette base contient en plus de l'eau, des ions  $H_3O^+$ , des ions  $OH^-$ , des ions  $NH_4^+$  et l'ammoniac  $NH_3$ .

En conséquence la concentration molaire de  $NH_3$  dans la solution n'est pas nulle ( $[NH_3] \neq 0$ ).

## 3) Généralisation

- Une base forte B est une base qui s'ionise totalement dans l'eau.
- La molarité en ions  $OH^-$  dans une solution aqueuse d'une monobase forte de concentration molaire C est égale à  $[OH^-] = C$ .
- A  $25^\circ C$ , le  $pH$  d'une solution de monobase forte est tel que :  $10^{-pH} = \frac{10^{-14}}{C}$ .
- L'équation de la réaction d'ionisation d'une base forte B dans l'eau est :



Exemples de bases fortes :  $NaOH$ ,  $KOH$  ...

- Une base faible B est une base qui s'ionise partiellement dans l'eau.
- La molarité en ions  $OH^-$  dans une solution aqueuse d'une monobase faible de concentration molaire C est telle que  $[OH^-] < C$ .
- A  $25^\circ C$ , le  $pH$  d'une solution de monobase faible est tel que :  $10^{-pH} > \frac{10^{-14}}{C}$ .
- L'équation de la réaction d'ionisation d'une base faible B dans l'eau est :



Exemples de bases faibles :  $NH_3$ ,  $CH_3NH_2$  ...

*Application :*

On donne :  $M(H) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g. mol}^{-1}$  et  $M(K) = 39 \text{ g. mol}^{-1}$  .

A- On prépare une solution aqueuse de potasse  $KOH$  en dissolvant 0,14 g de potasse dans  $250 \text{ cm}^3$  d'eau distillée.

1) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.

- 2) On mesure le  $pH$  de la solution, on trouve  $pH = 12$ .
- Calculer la concentration molaire des ions  $OH^-$  dans la solution.
  - La potasse est-elle une base forte ou faible? Justifier la réponse.
  - Ecrire l'équation de la dissociation de la potasse.

**B-** Le  $pH$  d'une solution aqueuse d'acide méthanoïque  $HCOOH$  de concentration molaire  $C = 0,04 \text{ mol. L}^{-1}$  est égal à 2,6.

- Calculer la concentration des ions  $H^+$  dans la solution.
- L'acide méthanoïque est-il fort ou faible? Justifier la réponse.
- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de l'acide méthanoïque en solution aqueuse.

### Application :

On prépare deux solutions ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) de même molarité  $C_A = 0,01 \text{ mol. L}^{-1}$  en dissolvant dans l'eau pure, respectivement les monoacides  $A_1H$  et  $A_2H$ .

La mesure de leur  $pH$  à  $25^\circ C$  donne respectivement:  $pH_1 = 2$ ,  $pH_2 = 3,9$ .

- Calculer la concentration molaire en ions  $H_3O^+$ .
  - Préciser le caractère fort ou faible de  $A_1H$  et de  $A_2H$ .
  - Ecrire les équations de l'ionisation de chacun des deux acides dans l'eau.
- L'acide  $A_1H$  est l'acide nitrique, on prélève un échantillon de volume  $V_1$  qu'on fait agir sur le carbonate de calcium.
  - Ecrire l'équation chimique de la réaction.
  - Quel est le volume de gaz dégagé par attaque de 2 g de  $CaCO_3$  ?
  - Quel est le volume minimal de ( $S_1$ ) nécessaire pour cette réaction ?

On donne :

Volume molaire:  $V_M = 24 \text{ L. mol}^{-1}$  ;

Masses molaires :  $M(H) = 1 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M(C) = 12 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  $M(Ca) = 40 \text{ g. mol}^{-1}$  ;  
 $M(N) = 14 \text{ g. mol}^{-1}$