

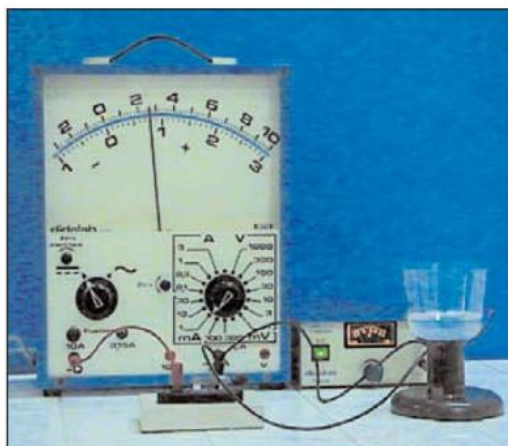
## 2ème Sciences

### Thème 2 : Les solutions

#### Chap6: Ionisation propre de l'eau pure

##### I- Conductibilité électrique de l'eau pure:

###### 1- Expérience et observation:



Réalisons un montage comportant :

- un électrolyseur contenant de l'eau pure ou de l'eau fraîchement distillée,
- un générateur G de tension continue,
- un milliampèremètre A,
- un interrupteur K.

Quand on ferme le circuit un courant très faible , d'intensité

voisine de 0,2 mA est détecté sur le plus petit calibre de l'ampèremètre. Cela prouve que l'eau pure conduit très faiblement le courant électrique

###### 2- Interprétation :

La très faible conductibilité de l'eau pure prouve que celle-ci contient des porteurs de charges (ions) positifs et négatifs en quantité très faibles. Il s'agit des ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$ . Ces ions sont issus de la réaction d'ionisation de l'eau. En effet au cours des interactions moléculaires une molécule d'eau cède un proton  $H^+$  à une autre molécule d'eau ; on obtient alors des ions hydroxyde  $OH^-$  et des ions hydronium  $H_3O^+$  selon la réaction :



D'après cette réaction l'eau joue le rôle d'acide et de base à la fois : on dit que c'est un **amphotère** acide-base ou **ampholyte**.

##### II- Equilibre ionique de l'eau:

Puisque l'eau pure conduit très faiblement le courant électrique, la réaction d'ionisation de l'eau  $H_2O + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$  est très limitée par la réaction inverse



La réaction d'ionisation de l'eau et son inverse se déroulent simultanément, on convient de les représenter par une seule équation  $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ .

A l'échelle macroscopique, il arrive un moment où  $[H_3O^+]$  et  $[OH^-]$  deviennent constantes. Aucune transformation ne se produit : on dit qu'on a atteint **un équilibre chimique**.

A 25°C, les mesures montrent qu'à l'équilibre chimique le produit des molarités des ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$  est égal à :  $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ . Comme l'ionisation de l'eau pure donne autant d'ions  $H_3O^+$  que d'ions  $OH^-$ , alors  $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ .

##### III- Ionisation propre de l'eau dans les solutions aqueuses:

###### 1) En solution aqueuse d'acide

La dissolution de l'acide dans l'eau donne des ions  $H_3O^+$ . En conséquence on a

$[H_3O^+] > [H_3O^+]_{eau} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  car  $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$  pour une température de  $25^\circ\text{C}$ . Dans un milieu acide, on a  $[H_3O^+] > [OH^-]$

### 2) En solution aqueuse de base

La dissolution de la base dans l'eau donne des ions hydroxyde  $OH^-$ . En conséquence on a  $[OH^-] > [OH^-]_{eau} = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$  car  $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$  pour une température de  $25^\circ\text{C}$ . Dans un milieu basique, on a  $[H_3O^+] < [OH^-]$

### 3) En milieu neutre :

On a  $[H_3O^+] = [OH^-]$ . Dans un milieu neutre on a :  $[H_3O^+] = [OH^-]$

## IV- Conclusion :

Toute solution aqueuse renferme les ions  $H_3O^+$  et  $OH^-$  avec des proportions variables :

- ☉ si  $[H_3O^+] = [OH^-]$ : la solution est dite neutre ;
- ☉ si  $[H_3O^+] > [OH^-]$ : la solution est dite acide ;
- ☉ si  $[H_3O^+] < [OH^-]$ : la solution est dite basique.

### Application :

L'eau pure conduit faiblement le courant électrique :

- 1) a. Ecrire l'équation de son ionisation propre.  
b. Que peut-on dire du caractère acide ou basique de l'eau pure ?
- 2) On considère une solution aqueuse de concentration molaire en ions  $OH^-$  égale à  $10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  à la température de  $25^\circ\text{C}$ .
  - a. Déterminer la concentration molaire en ions  $H_3O^+$  de la solution.
  - b. En déduire la nature acide ou basique de la solution.
  - c. Comment peut-on vérifier ce résultat expérimentalement.

On donne  $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$  à  $25^\circ\text{C}$ .

