

## 1- Solution aqueuse d'acide et de base

Solution aqueuse d'acide	Solution aqueuse de base
<u>Définition</u> Un acide est un corps composé qui s'ionise dans l'eau avec formation d'ion hydronium	<u>Définition</u> Une <u>base</u> est un corps composé qui s'ionise dans l'eau avec formation d'ion <u>hydroxyde</u>
Toutes les bases et les acides sont des électrolytes	
<u>Equation d'ionisation</u> *Acide fort : *son ionisation dans l'eau est $[H_3O^+] \quad C$ $AH + H_2O$	<u>Equation d'ionisation</u> *Base forte : *son ionisation dans l'eau est $[OH^-] \quad C$ $BOH$ $B + H_2O$
*Acide faible : *son ionisation dans l'eau est $[H_3O^+] \quad C$ $AH + H_2O$	*base faible : *son ionisation dans l'eau est $[OH^-] \quad C$ $BOH$ $B + H_2O$
<u>Propriétés des ions hydronium</u>	<u>Propriétés des ions hydroxydes</u>
<ul style="list-style-type: none"> <li>Fait virer en <u>le</u> bleu de bromothymol BBT (couleur initiale vert)</li> <li>Donne un dégagement de avec le carbonate de calcium <math>CaCO_3</math>  <math>CaCO_3 + 2H_3O^+</math></li> <li>Formation d'un avec la solution de KOH ou NaOH  <math>H_3O^+ + OH^-</math>  <math>[H_3O^+] \quad [OH^-]</math> </li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Fait virer en le bleu de bromothymol BBT (<u>couleur</u> initiale vert)</li> <li>Formation d'un avec <math>Fe^{3+}</math>  <math>Fe^{3+} + 3OH^-</math></li> <li>Formation d'un avec la solution aqueuse d'acide  <math>H_3O^+ + OH^-</math>  <math>[H_3O^+] \quad [OH^-]</math> </li> </ul>

Le PH est une grandeur qui permet de caractériser d'une solution



Relation entre PH et concentration des ions  $H_3O^+$  :

Relation entre  $OH^-$  et concentration des ions  $H_3O^+$  :

$$[H_3O^+] =$$

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

- Pour un acide lorsque la concentration diminue le pH et
- Pour une base lorsque la concentration diminue le pH et
- Pour deux acides de même concentration l'acide qui possède le pH le plus faible est l'acide le
- Pour deux bases de même concentration la base qui possède le pH le plus grand est la base la
- L'acidité augmente lorsque le pH
- La basicité augmente lorsque le pH



## EXERCICE°1

Compléter le tableau suivant :

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol.L <sup>-1</sup> )		$5.10^{-5}$					$4.10^{-3}$		
$[\text{OH}^-]$ (mol.L <sup>-1</sup> )					$10^{-5}$				$10^{-9}$
pH	3		5,7	8		11,4		6,3	

On donne :  $10^{0,3} = 2$  ;  $10^{0,4} = 2,5$  ;  $10^{0,5} = 3,16$  et  $10^{0,7} = 5$ .

## EXERCICE 2

On considère une solution (S) d'un monoacide AH de molarité  $C = 10^{-2}$  M.

- 1) Rappeler la définition d'un acide en donnant un exemple.
  - 2) Sachant que cette solution a un  $\text{pH} = 3,4$  à  $25^\circ\text{C}$ ,
    - a. Déterminer la concentration molaire des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans la solution (S). En déduire celle des ions hydroxydes.
    - b. L'acide AH est-il fort ou faible ? Justifier la réponse.
    - c. Ecrire alors l'équation de sa dissociation ionique dans l'eau.
- On donne :  $10^{0,6} = 4$ .

## EXERCICE 3

Une solution aqueuse (S<sub>1</sub>) de soude a un  $\text{pH}$  égal à 11.

- 1) a. Quels sont les ions présents dans cette solution ?  
b. Calculer la molarité de chacun de ces ions.  
c. En déduire la concentration molaire  $C_1$  de la solution (S<sub>1</sub>).
  - 2) Quelle masse de soude a-t-il fallu dissoudre dans l'eau pour préparer  $500 \text{ cm}^3$  de la solution (S<sub>1</sub>) ?
  - 3) Quelle masse de soude faut-il ajouter à la solution (S<sub>1</sub>) pour obtenir une solution (S<sub>2</sub>) de  $\text{pH} = 12$  en admettant que le volume reste inchangé ?
  - 4) On chauffe les  $500 \text{ cm}^3$  de (S<sub>2</sub>) de manière à éliminer une quantité d'eau par vaporisation. Calculer le volume d'eau qui doit se vaporiser pour obtenir une solution (S<sub>3</sub>) de  $\text{pH} = 13$ .
- On donne :  $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$ .

