

Thème 2 : *Les solutions*Chap6: *Notion de pH***I- Définition du pH:**

Le pH est une grandeur exprimée par un nombre positif dans une solution aqueuse. Le pH permet de caractériser l'acidité ou la basicité d'une solution. Il est défini par la relation :  $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ .

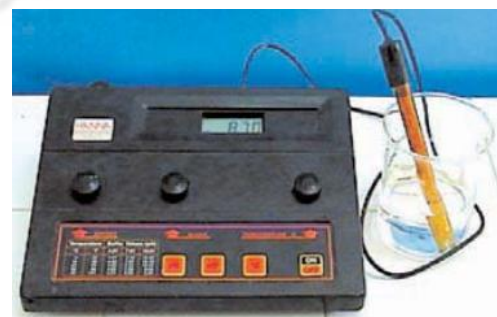
**Application**

Compléter le tableau suivant :

Solution (à 25°C)	Eau pure	Acide chlorhydrique $10^{-2}$ M	Soude $10^{-2}$ M
$[H_3O^+]$ (en mol.L <sup>-1</sup> )		$10^{-2}$	
$[OH^-]$ (en mol.L <sup>-1</sup> )			$10^{-2}$
pH			

**II- Mesure du pH:***1- Utilisation du pH-mètre :*

Pour mesurer le pH d'une solution aqueuse on utilise un pH-mètre. Cet appareil est constitué d'une sonde de mesure reliée à un dispositif électronique comportant une graduation en unité de pH. Avant chaque utilisation du pH-mètre on procède à son étalonnage. (rincer la sonde à l'eau distillée)

*2- Utilisation du papier de pH*

Le papier pH est un papier qui change de couleur suivant le pH de la solution testée.

Il y a plusieurs sortes de papiers pH.

Les plus utilisés sont en rouleau ou en ruban.

Lorsqu'on dépose quelques gouttes d'une solution de pH inconnu sur ce papier, celui-ci prend une couleur qu'il suffit de comparer à l'une des teintes se trouvant sur la boîte de papier pH. Cette méthode de détermination a l'avantage d'être rapide mais elle est peu précise.

**III- Echelle de pH:***1) Variation du pH avec l'acidité**a. Expérience et observations*

On verse dans un bēcher une certaine quantité d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène de concentration molaire  $10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$ .

On mesure le  $pH$  de cette solution, on trouve une valeur voisine de 3.

On dilue la solution précédente progressivement en ajoutant à chaque fois un certain volume d'eau distillée à l'aide d'une pissette, on constate que le  $pH$  augmente.

Dans un second bēcher, on verse une certaine quantité d'eau distillée. La mesure du  $pH$  donne une valeur voisine de 7. On ajoute progressivement par petite quantité une solution aqueuse  $10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$  d'acide chlorhydrique. Après homogénéisation de la solution on remarque que le  $pH$  diminue.

### **b- Interprétation**

L'addition de l'eau à une solution d'acide fait diminuer  $[H_3O^+]$  dans la solution et augmente le  $pH$ . Une augmentation de  $pH$  correspond à une diminution de l'acidité de la solution.

L'addition de l'acide à l'eau fait augmenter  $[H_3O^+]$  et fait diminuer le  $pH$ . Une diminution du  $pH$  correspond à une augmentation de l'acidité de la solution.

## **2) Variation du $pH$ avec la basicité**

### **a-Expérience et observations**

On verse dans un bēcher une certaine quantité d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire  $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$

On mesure le  $pH$  de cette solution, on trouve une valeur voisine de 13.

On dilue la solution précédente progressivement en ajoutant à chaque fois un certain volume d'eau distillée à l'aide d'une pissette, on constate que le  $pH$  diminue.

Dans un second propre, on verse une certaine quantité d'eau distillée. La mesure du  $pH$  donne une valeur voisine de 7. On ajoute par petite quantité une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium  $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$ , on remarque que le  $pH$  augmente.

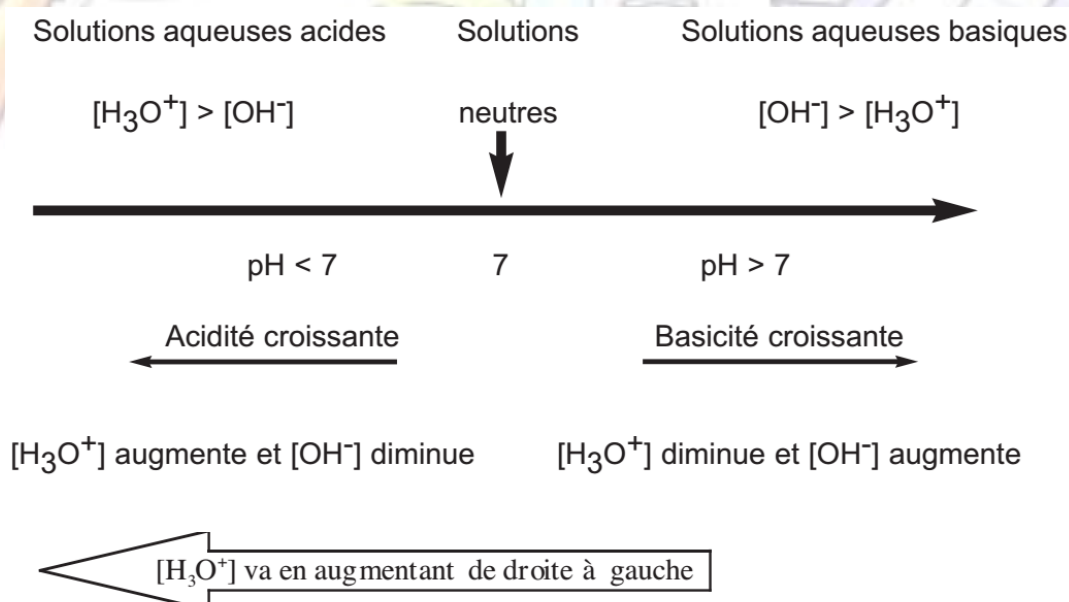
### **b. Interprétation**

L'addition de l'eau à une solution de base fait diminuer la molarité des ions  $OH^-$  dans cette solution. En conséquence la molarité des ions  $H_3O^+$  augmente car le produit  $[H_3O^+]. [OH^-]$  doit rester constant d'où une diminution du  $pH$ .

Une diminution du  $pH$  correspond à une diminution de la basicité de la solution.

L'addition de la soude à l'eau fait augmenter la molarité des ions  $OH^-$  et diminue celle de  $H_3O^+$ . Il en résulte une augmentation du  $pH$  et de la basicité de la solution.

### **3) Conclusion :**



### *Application :*

On considère deux solutions aqueuses ( $S_1$ ) et ( $S_2$ ) de  $NaOH$  de concentrations molaires respectives  $C_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  et  $C_2 = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On mélange  $100 \text{ cm}^3$  de ( $S_1$ ) avec  $200 \text{ cm}^3$  de ( $S_2$ ). On obtient une solution ( $S$ ).

- 1) a. Calculer la quantité d'ions  $OH^-$  dans la solution finale ( $S$ ).  
b. En déduire la molarité des ions  $OH^-$  dans cette solution.  
c. Calculer la molarité des ions  $H_3O^+$  dans la solution ( $S$ ).
- 2) a. Calculer le  $pH$  de chacune des solutions ( $S_1$ ), ( $S_2$ ) et ( $S$ ).  
b. Classer ces solutions par basicité croissante.

On donne  $10^{-0.6} = 0,25$ .

