

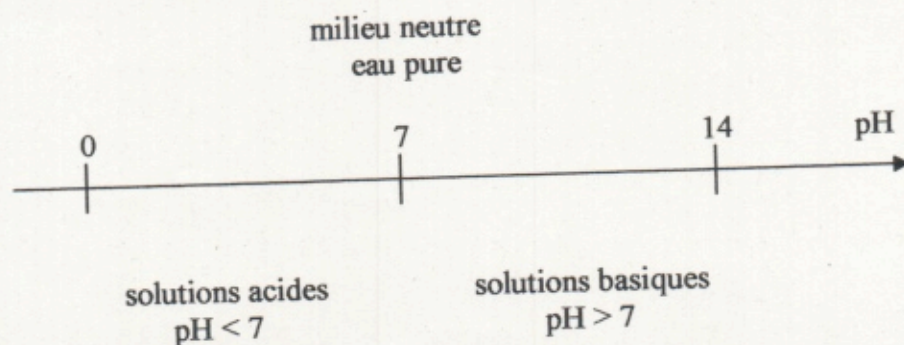
# Chapitre 4

## Le pH, mesure d'acidité

### Notion de pH :

En mesurant le pH d'une solution acide, on obtient toujours une valeur entre 0 et 7. En diluant progressivement cette solution, on mesure un pH se rapprochant de la valeur 7, mais en la dépassant jamais. Le pH d'un acide est toujours inférieur à 7. Inversement, le pH d'une solution basique est toujours supérieur à 7. Il est proche de cette valeur pour des solutions faiblement concentrées, et peut atteindre une valeur allant jusqu'à 14 pour des bases fortes très concentrées.

### Echelle des pH :



L'échelle des pH n'est **pas linéaire**. Bien au contraire, une solution ayant un pH inférieur d'une unité au pH d'une deuxième solution est **10 fois** plus acide que la deuxième.

### Mesure du pH :

#### Les indicateurs :

Les indicateurs sont des liquides (généralement des solutions de bases faibles organiques) qui présentent la particularité de changer de couleur en fonction du pH de la solution.

Indicateurs	couleur	pH	couleur	pH
Méthyle orange	rouge	$< 3$	jaune	$> 4,5$
Bleu de bromothymol	jaune	$< 6$	bleu	$> 7,4$
Phénolphtaléine	incolore	$< 8$	Rouge violacé	$> 10$

#### Le papier pH.

Le papier pH est un papier imprégné d'une solution contenant un mélange d'indicateurs colorés, puis séché. La couleur prise par le papier pH permet de déterminer, par comparaison avec une gamme de couleurs, le pH de la solution.

#### Le pH-mètre :

Le pH-mètre est un appareil électronique comprenant une sonde de mesure que l'on trempe dans la solution à mesurer. L'affichage indique directement la valeur du pH.



## Définition du pH :

Le pH est une grandeur indiquant la concentration des ions  $H^+$  d'une solution, donc de son acidité. d'après la définition suivante :

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad \text{ou} \quad pH = -\log [H^+]$$

### Exemples :

$$[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/l} \leftrightarrow pH = 3$$

$$[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/l} \leftrightarrow pH = 5$$

$$[H^+] = 10^{-7} \text{ mol/l} \leftrightarrow pH = 7$$

$$\text{On a donc: } pH < 7 \leftrightarrow [H^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$\text{et: } pH > 7 \leftrightarrow [H^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$$

**Remarque :** Lorsqu'on mesure la concentration des ions  $OH^-$ , on utilise le pOH défini de manière identique au pH :

$$[OH^-] = 10^{-pOH} \quad \text{ou} \quad pOH = -\log [OH^-]$$

## Dissociation de l'eau pure :

L'eau pure est constituée d'un très grand pourcentage de molécules non dissociées, et d'une quantité infime de molécules dissociées en ions  $H^+$  et  $OH^-$ . Cette dissociation se produit de manière spontanée. La concentration des ions  $H^+$  est égale à celle des ions  $OH^-$  et vaut pour une température de  $25^\circ C$  :

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

De cette concentration découle la valeur 7 du pH de l'eau pure.

## Solutions diluées :

En diluant dans l'eau pure une certaine quantité d'acide, on augmente le nombre d'ions  $[H^+]$  de la solution. Certains de ces ions vont s'associer à des ions  $OH^-$  pour former des molécules d'eau, mais il restera un déséquilibre entre la concentration des ions  $H^+$  et  $OH^-$ . La proportion des ions restant peut se calculer à l'aide de la relation :

$$pH + pOH = 14$$

Evidemment, cette relation est valable pour l'eau pure, car :

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l} \text{ et donc : } pH = pOH = 7$$

De manière générale, on a :

$[H^+] > [OH^-]$	$pH < 7$	solution acide
$[H^+] = [OH^-]$	$pH = 7$	solution neutre
$[H^+] < [OH^-]$	$pH > 7$	solution basique

## Calcul du pH des acides forts :

Par définition, les molécules d'acides forts sont **toutes dissociées** dans la solution. Le nombre d'ions  $H^+$  est égal au nombre de molécule ajoutées au solvant, multiplié par le nombre d'ions  $H^+$  que la molécule peut libérer.

Le pH, qui dépend de la concentration d'ions  $H^+$ , peut donc se calculer directement à partir de la concentration molaire de la solution.



### Exemple de calcul :

Calculez le pH d'une solution contenant 0,5 moles de HCl dans 10 l de solution.

Concentration d'ions  $[H^+]$  :

Calcul du pH :  $[H^+] = \frac{0,5}{10} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ [mol/l]}$   
$$-\log [H^+] = -\log (5 \cdot 10^{-2}) = 1,3$$

### Calcul du pH des bases fortes :

Les molécules de bases fortes sont également **toutes dissociées** dans la solution. En particulier pour les hydroxydes, le nombre d'ions  $OH^-$  est donc égal au nombre de molécules ajoutées au solvant, multiplié par le nombre d'ions  $OH^-$  que la molécule peut libérer. Comme le pOH se calcule à partir de la concentration des ions  $OH^-$ , on peut obtenir le pH de la solution d'après la concentration molaire de la base :

$$pH = 14 - pOH$$

### Exemple de calcul :

Calculez le pH d'une solution de KOH contenant 5,6 g d'hydroxyde de potassium par litre de solution.

Concentration d'ions  $[OH^-]$  :  $M_{KOH} = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g/mol}$

Calcul du pOH : 
$$C_{mol} = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{5,6}{56 \cdot 1} = 0,1 = 10^{-1} \text{ [mol/l]}$$
  
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (10^{-1}) = 1$$

Calcul du pH :

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

### Exercices :

1. Calculez le pH d'une solution de 0,5 g/l d'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ).

$$M_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 = 98 \text{ g/mol} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{0,5 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 5,1 \cdot 10^{-3}$$

2. Calculez le pH d'une solution de 0,8 g/l d'hydroxyde de sodium (NaOH).

3. Calculez le pH d'une solution de 0,8 mol/l d'acide nitrique.

$$C_{mol} = 0,8 \text{ [mol/l]} \quad [H^+] = 0,8 \text{ [mol/l]} \quad pH = -\log [H^+] = 0,097$$

4. Calculez la concentration en g/l d'acide sulfurique d'une solution dont le pH est égal à 3,4.

$$pH = 3,4 \Rightarrow [H^+] = 10^{-3,4} = 0,4 \cdot 10^{-3} \text{ [mol/l]}$$

5. Calculez la concentration en mol/l d'hydroxyde de potassium d'une solution dont le pH est égal à 9,7.

$$pH = 9,7 \Rightarrow [H^+] = 10^{-9,7} = 5,1 \cdot 10^{-10} \text{ [mol/l]}$$
  
$$pOH = 14 - 9,7 = 4,3 \Rightarrow [OH^-] = 10^{-4,3} = 5,1 \cdot 10^{-5} \text{ [mol/l]}$$