



**UNIVERSITÉ ABB - TLEMCEN**  
**FACULTÉ SNV/STU - DÉPARTEMENT D'AGRONOMIE**  
**Spécialité : Master I PRODUCTION VÉGÉTALE**

**UEF : Analyse Instrumental**

**Partie II**

**Chapitre III : pH métrie**

**1. Définition du pH ?**

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

- Le pH d'une solution aqueuse varie entre 1 et 14.
- Le pH d'une solution dépend de la température par suite de déplacement de l'équilibre d'échange de protons.

T °C	0	10	20	30	40	50
pH	7,47	7,27	7,08	6,92	6,77	6,63

**2. Principe :** La mesure du pH peut se faire par

- une méthode colorimétrique
- une méthode potentiométrique

**2.1. Méthode colorimétrique**

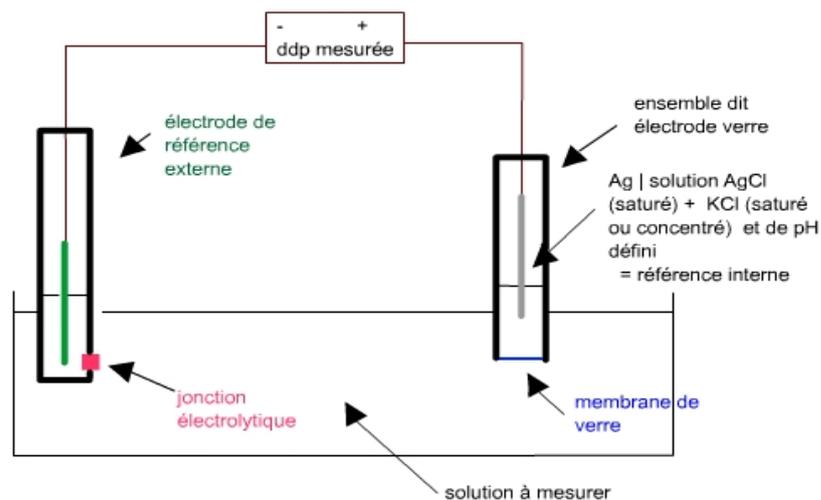
Méthode basée sur l'utilisation d'indicateurs colorés acido-basiques

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{ind}} + \log_{10} \frac{[\text{indicateur}^-]}{[\text{indicateur}]}$$

Nom usuel	couleur en milieu		pH zone de virage	pK <sub>A</sub>
	acide	basique		
Bleu de bromothymol (1° virage)	rouge	jaune	≈ 0	
Rouge de crésol (1° virage)	rouge	jaune	0,2 - 1,8	
Bleu de thymol (1° virage)	rouge	jaune	1,2 - 2,8	1,7
Jaune de méthyle	rouge	jaune	2,9 - 4,0	3,1
Méthylorange ou hélianthine	rouge	jaune orangé	3,1 - 4,4	3,7
Bleu de bromophénol	jaune	bleu	3,0 - 4,6	4,2
Vert de bromocrésol	jaune	bleu	3,8 - 5,4	4,7
Rouge de méthyle	rouge	jaune	4,2 - 6,2	5,1

## 2.2. Méthode potentiométrique (pH mètre)

C'est une méthode potentiométrique (mesure de tensions électriques). Une électrode de mesure (indicatrice) et une électrode de référence sont plongées dans une solution où est réalisée la réaction de dosage. On mesure la différence de potentiel entre les deux électrodes à l'aide d'un millivoltmètre de grande impédance d'entrée. La différence de potentiel est alors pratiquement égale à la force électromotrice entre les deux électrodes.



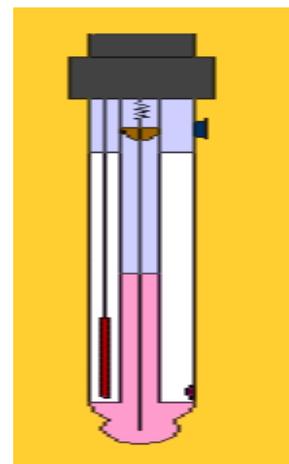
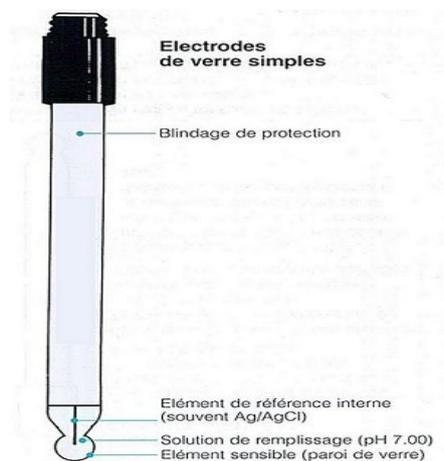
## Les électrodes de référence : Les plus courantes sont

- au calomel saturé:  $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{KCl}_{\text{saturé}}$
- au sulfate mercurieux:  $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{SO}_4 / \text{K}_2\text{SO}_4_{\text{saturé}}$
- au chlorure d'argent saturé:  $\text{Ag} / \text{AgCl}_{\text{saturé}}$

- **L'électrode de mesure:** L'électrode la plus utilisée est l'électrode de verre.

L'extrémité est constituée d'une petite boule de verre (partie active) très mince et donc fragile. A l'intérieur se trouve l'élément de référence interne (en général, un fil d'argent recouvert de chlorure d'argent:  $\text{Ag} / \text{AgCl}$ ) qui plonge dans un liquide de remplissage (solution tampon de pH connu).

Lorsque l'électrode plonge dans une solution de pH inconnu, il s'établit à l'interface de la solution et de la paroi externe de la membrane de verre une différence de potentiel qui dépend de la différence de pH.



Electrode combinée

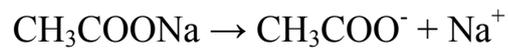
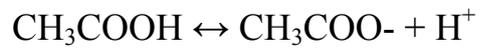
## 3. Solution tampon

**Définition :** Une solution tampon est une solution qui résiste aux variations de pH suite à l'addition d'un acide ou d'une base ou lors d'une dilution.

Une solution tampon est composée d'un mélange d'acide faible et de son sel (sa base conjuguée), dans des concentrations assez proches (ce qui correspond au domaine d'Henderson). Son pouvoir tampon est maximal lorsque ces concentrations sont égales.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log_{10} \frac{[\text{sel}]}{[\text{acide}]}$$

- Exemple de tampon acétate constitué du mélange :



- Le pH de la solution tampon dépend de :

- $\text{pK}_a$

- Rapport sel/acide