

## TP N° 2

### Qualification, étalonnage du pH-mètre et Mesure du pH – Dosage Acido-Basique

#### 1. Introduction

Le pH-mètre est un instrument scientifique qui mesure l'activité des ions hydrogène dans les solutions à base d'eau, indiquant son acidité ou son alcalinité exprimée en pH. Le pH mètre mesure la différence de potentiel électrique entre une électrode de pH et une électrode de référence. Le pH-mètre est utilisé dans de nombreuses applications allant d'expérimentation en laboratoire à contrôle qualité.

La calibration du pH-mètre est une étape nécessaire à l'utilisation d'un pH-mètre en raison de la façon dont les électrodes changent avec le temps. L'étalonnage régulier de votre pH-mètre ajustera votre électrode basée sur les changements qui ont pu se produire et s'assure que vos lectures sont précises

La mesure du pH constitue une opération fondamentale en chimie analytique, permettant de déterminer l'acidité ou la basicité d'une solution. Pour obtenir des valeurs fiables, l'étalonnage préalable de l'appareil de mesure, (le pH-mètre)

#### 2. Objectif

L'objectif de cette séance de travaux pratiques est :

- Etalonner un pH-mètre à l'aide de solutions tampons de référence ;
- Mesurer le pH d'une solution inconnue ;
- Préparation d'une solution par dilution d'une solution concentrée (solution mère).
- Réaliser un dosage acido-basique entre une solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration inconnue et une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH), afin de déterminer la concentration de l'acide.

#### I. Partie théorique :

##### I.1. Rappels Théorique

*Solution* : c'est une phase condensée liquide formée de plusieurs constituants. Elle est formée d'un solvant noté « S » (il est toujours d'une quantité plus grande que le soluté) et d'un ou de plusieurs solutés notés « Si » (i = 1, 2, 3 ...). Solution = Soluté + Solvant

Il y a deux types de solutions :

- Solution homogène : formée d'une seule phase (les constituants sont miscibles) ;

· Solution hétérogène : formée de deux ou plusieurs phases (les constituants sont immiscibles).

Remarque : une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau.

**Concentration d'une solution** : peut être définie comme étant :

- La Molarité (M) (concentration molaire) : c'est le nombre de moles de soluté par litre de solution ( $\text{mol. L}^{-1}$ ) ; (exemple : 1 M : 1 mole de soluté par 1 litre de solution) ;

$$M = C_n = n/V$$

- La Normalité (N) : c'est le nombre d'équivalents-gramme de soluté par litre de solution

**L'équivalent-gramme** est la quantité de soluté comprenant une mole des particules considérées ( $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $e^-$ ...etc.)

Normalité = nombre d'équivalent-gramme x Molarité ;  $N = z \cdot M$

- Dans le cas d'une réaction acide-base, Z est le nombre d'ions  $\text{H}^+$  impliqués dans la réaction.

- Pour une oxydoréduction : Z est le nombre d'électrons impliqués dans la réaction.

### Dosage Acido-Basique

Il s'agit d'un dosage direct entre un acide fort (HCl) et une base forte (NaOH). A l'équivalence, les quantités de matière d'acide et de base sont égales.

**Relation à l'équivalence :**

$$N_A \times V_A = N_B \times V_B \quad \text{Si } Z=1 \text{ Donc } N=M \quad \Longleftrightarrow \quad C_A \times V_A = C_B \times V_B$$

### Détection du point d'équivalence

On le détecte graphiquement par une variation brutale du pH (point d'inflexion) ou à l'aide d'un indicateur colore.

Indicateur	Teinte en milieu acide	Zone de virage	Teinte en milieu basique
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose

### Incertitudes et Erreurs Expérimentales

**Sources d'erreurs :**

- Lecture imprécise des volumes (pipette, burette...)
- Stabilité de la lecture du pH
- Calibration incorrecte du pH-mètre
- Température non constante (le pH dépend de la température)

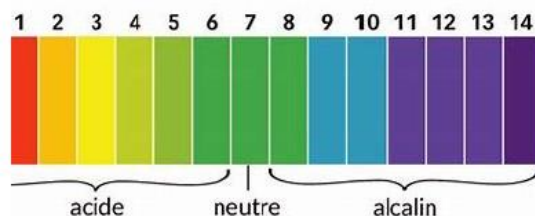
### I.2. Le pH et sa Mesure

## Définition du pH

Le pH (potentiel hydrogène) est une grandeur sans unité qui mesure l'activité des ions hydrogène ( $H^+$ ) en solution. Il est défini par la relation :

$$PH = - \log[H^+]$$

## Échelle du pH



- $pH < 7$  : solution acide
- $pH = 7$  : solution neutre
- $pH > 7$  : solution basique

## I.3. Principe du pH-mètre

Le pH-mètre est un instrument électronique qui mesure la différence de potentiel entre deux électrodes (référence et verre), proportionnelle à l'activité des ions  $H^+$ . Il est essentiel de l'étalonner régulièrement avec des solutions tampons de pH connu pour assurer des mesures précises.

## I.4. Solutions Tampons

### Définition

Une solution tampon est un mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée (ou inversement), capable de maintenir le pH relativement constant même en cas d'ajout modère d'acide ou de base.

### Utilité dans l'étalonnage

Les solutions tampons permettent de calibrer le pH-mètre à des valeurs de référence fixes (souvent pH 4, 7, 11)

## II. Partie pratique

### 1. Matériel et Réactifs

#### Matériel Utilisé :

- pH-mètre avec électrode
- Agitateur magnétique avec barreau magnétique
- Bêchers (100 ml et 250 ml)
- Papier absorbant
- Pipette graduée
- Eau distillée
- Burette
- Indicateur coloré

#### Réactifs Utilisés:

- Solution tampon pH = 7
- Solution tampon pH = 4 (ou pH = 11 selon le milieu)
- Solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration ( $C_A$ ) inconnue

- - Solution de soude (NaOH) de concentration  $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$

### III. Protocole Expérimental

#### III.1. Étalonnage du pH-mètre

##### *1<sup>ère</sup> étape: réglage du potentiomètre (température) :*

- Mesurer la température  $T^\circ$  de cette solution à l'aide d'un thermomètre :
- Sélectionner sur le pH-mètre le mode affichage de température de travail.
- Régler la température de travail pour que l'afficheur du pH-mètre indique la même température que le thermomètre.

##### *2<sup>ème</sup> étape : réglage du potentiomètre (étalonnage à pH 7,0 à l'aide du tampon pH 7,0)*

- verser dans un bécher 40 ml de la solution tampon de pH = 7,0.
- rincer l'électrode du pH-mètre à l'eau distillée, l'essuyer délicatement avec du papier absorbant.
- plonger l'électrode dans le bécher du tampon pH = 7,0.
- régler le pH-mètre en mode affichage de température de travail et faire vérifier le réglage précédent.
- sélectionner le mode mesure de pH, remuer doucement l'électrode pendant une vingtaine de secondes puis attendre la stabilité de la mesure.
- régler le potentiomètre d'étalonnage à pH 7,0 pour que l'afficheur indique un pH de 7,0.
- retirer l'électrode, la rincer à l'eau distillée puis la remettre dans son bécher.

##### *3<sup>ème</sup> étape : Réglage du potentiomètre (étalonnage à pH 4,0 à l'aide du tampon pH 4,0)*

Les mêmes étapes, mais avec la solution tampon pH 4,0

### IV. Dosage Acido-basique de HCl par NaOH

1. Prélever 20 ml de la solution d'HCl à l'aide d'une pipette graduée et la verser dans un bécher.
2. Ajouter quelques gouttes de bleu de bromothymol ou phénolphtaléine afin que la solution soit colorée en jaune clair ou bien reste incolore
3. Placer l'électrode du pH-mètre dans le bécher et démarrer l'agitation magnétique.
4. Remplir une burette avec la solution de NaOH ( $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$ ).
5. Ajouter progressivement la base en notant le pH après chaque ajout de volume connu (1ml).
6. Continuer jusqu'à observer une variation brutale du pH, indiquant le point d'équivalence, puis une stabilisation des valeurs de pH