

## **Introduction :**

1

Pour ce TP on s'intéresse aux réactions acide-base en solution, on a effectué cette procédure pour deux solutions en le répétant plusieurs fois. Afin d'obtenir un meilleur résultat. Tout d'abord nous avons titré une solution d'acide  $\text{HCl}$  de normalité connue à l'aide d'une base forte, nous avons ensuite répété la même procédure pour un acide faible  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dilué en utilisant toujours la même base forte comme solution titrant.

Un certain nombre de règles sont à respecter lors qu'on procède à un titrage, premièrement la solution titrant (à placer dans la burette) peut être soit un acide soit une base, ce pendant ce dernier doit toujours être forte, il peut être utile d'ajouter à la solution qu'on désire titrer un indicateur coloré, ce dernier permet de vérifier si les données sont correctes puisque lors d'un changement brutal du  $\text{pH}$  la couleur de la solution changera.

## **Des Définitions :**

Doser, c'est savoir «combien on en a ». Lors du dosage d'un acide de concentration inconnue par une base de concentration connue, la base capte les protons que peut libérer l'acide. Si l'on sait déterminer le moment précis où tous les protons ont été échangés (à ce moment que l'on appelle neutralisation, il ne faut pas croire que les espèces mises en jeu sont neutres, on utilise le mot « neutralisation » parce qu'on n'en a pas trouvé de meilleur). On peut remonter à la concentration de l'acide. Plusieurs techniques permettent de connaître l'instant précis de fin de dosage, dans la mesure de  $\text{pH}$  et le virage d'un indicateur coloré (IC).

La titrimétrie à titrage est une technique de dosage utilisée en chimie analytique afin de déterminer la concentration d'une espèce chimique en solution.

La méthode de titrage la plus utilisée est la volumétrie ou titrage volumétrique, elle consiste à utiliser une solution de concentration connue (appelé titrant) afin de neutraliser une espèce contenue dans la solution inconnue.

Les titrages volumétriques les plus répandus sont les titrages base-acide : l'opérateur fait couler goutte à goutte une base dans un volume déterminé d'acide. Ainsi, les réactifs réagissent mol à mol. Le titrage acide-base est aussi possible.

Le point de neutralisation est connu grâce à un indicateur coloré ajouté dans la solution inconnue (cet indicateur change de couleur au moment de la neutralisation).

Les acides sont présents à l'état naturel sous diverses formes : certains fruits comme le citron contiennent de l'acide citrique, le vinaigre contient de l'acide acétique et l'écorce des arbres renferme un acide utilisé pour tanner le cuir. Des acides minéraux très forts sont préparés depuis le Moyen Âge. L'un d'eux, (Acide nitrique). Était utilisé pour séparer l'or de l'argent.

Une base et l'opposé d'un acide, Les bases sont des composés visqueux, celles qui sont solubles dans l'eau sont appelées Alcalines. Le bicarbonate de soude et les savons sont des bases, de même que la soude caustique qui brûle la peau, les bases en présence d'eau libèrent des ions hydroxyde alors que les acides libèrent des ions hydrogène.

Lorsqu'un acide et une base réagissent ensemble et se neutralisent leurs ions, hydrogènes et hydroxydes s'associent pour former des molécules d'eau et de sel, la force des acides et des bases est déterminée suivant leur PH.

Les indicateurs colorés sont des substances dont la couleur varie suivant le milieu. Ces substances peuvent donc être sous deux formes, chaque forme ayant sa propre couleur. Certains indicateurs sont sensibles :

- a) au PH du milieu, ce sont les indicateurs acido-basiques, ils ont une forme acide et une forme basique.
- b) Au potentiel du milieu, les indicateurs redox, ils ont une forme oxydée et une forme réduite.
- c) A la présence d'un réactif quelconque dans le cas le plus générale (on verra l'exemple d'un réactif de fin de dosage par précipitation).

Les indicateurs colorés peuvent être utilisés également pour marquer une fin de dosage. En effet en fin de dosage, le réactif ajouté devient en excès d'un ligand. Ce changement peut être visualisé par l'indicateur adéquat.

Les indicateurs colorés sont utiles également pour indiquer l'état du système, indépendamment d'un dosage. Par exemple, lors d'une extraction en chimie organique, on peut avoir besoin de savoir si le PH de la phase aqueuse est acide ou basique ; un indicateur de PH fournit ce renseignement. Les indicateurs peuvent être ajoutés au milieu, ou supportés sur un papier ou une bandelette.

Les deux principales caractéristiques d'un indicateur sont :

- a) Les conditions qui provoquent le changement de la couleur, le PH du virage pour un indicateur acido-basique, ou le potentiel du virage pour un indicateur redox.
- b) Ses couleurs, certains indicateurs sont **monocolores**, par exemple la phénophtaléine qui est soit rose soit incolore, **bicolores**, par exemple l'hélianthine qui est soit jaune, soit rouge, la principale différence entre ces deux catégories tient au fait que le mélange des deux couleurs d'un indicateur bicolore, ce que l'on appelle la teinte sensible, indique que la concentration des deux formes de l'indicateur est approximativement équivalente. Cela n'est pas possible dans le cas d'un indicateur monocolore comme la phénophtaléine dont l'unique couleur est plus ou moins soutenue. Enfin, certaines substances utilisées pour les dosages peuvent être « auto indicatrices » par exemple, un dosage redox par le permanganate n'a pas besoin d'indicateur coloré ; l'intense couleur du permanganate permet de déceler, par sa seule présence, le point d'équivalence.

## Partie expérimentale 1 : détermination de la concentration de HCl par titrage avec NaOH

3

### But de la manipulation :

Dosage d'une solution d'acide forte HCl par une base forte et détermination de la normalité (N) de NaOH.

### Mode opératoire :

J'ai prélevé 5ml de HCl de normalité connue (0.5N) je l'ai mis dans l'ERLEN MEYER ensuite j'ai ajouté 2 à 3 gouttes de Bleu de Bromothymol qui est jaune au milieu acide et bleu en milieu basique ou neutre et j'ai versé dans la burette la solution NaOH de normalité inconnue, j'ai ouvert le robinet de la burette en laissant passer la solution goutte à goutte jusqu'à la coloration (bleu).

### Résultats :

Essai	N° 1	N° 2	N° 3
Volume (ml) de NaOH (Vb)	5.3	5.2	5.1

On a :

La normalité de HCl=0.5N

Le volume de HCl=5ml

#### 1-Le calcul de la normalité : on va mettre :

Vb = le volume de NaOH = ?

$$V_b = V_m = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{5.3 + 5.2 + 5.1}{3} = 5.2 \text{ ml}$$

Va = le volume de HCl=5ml

Nb = la normalité de NaOH = ?

Na = La normalité de HCl=0.5N

D'après la loi de la volumétrie :  $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b \Rightarrow N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$

D'où

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Donc :

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{0.5 \times 5}{5.2}$$

$$N_{\text{NaOH}} = 0.48 \text{ eq/l}$$

## Partie expérimentale 2 : Dosage d'une solution d'acide faible $\text{CH}_3\text{COOH}$ par titrage avec $\text{NaOH}$

4

### But de la manipulation :

Détermination de la concentration d'une solution d'acide faible ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) en analyse volumétrique par une solution de base forte ( $\text{NaOH}$ ).

### Mode opératoire :

J'ai prélevé 5ml de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  je l'ai mis dans l'ERLEN MEYER ensuite j'ai ajouté 2 à 3 gouttes de Phénolphthaléine qui est transparent au milieu acide et violet en milieu basique.

J'ai versé dans la burette la solution  $\text{NaOH}$  et j'ai ouvert le robinet de la burette en laissant passer la solution goutte à goutte jusqu'à la coloration (violet).

### Résultats :

Essai	N° 1	N° 2	N° 3
Volume (ml) de $\text{NaOH}$ ( $V_b$ )	5.1	5	4.9

On a :

La normalité de  $\text{NaOH}$  = 4.8N

Le volume de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  = 5ml

#### 1-Le calcul de la normalité : on va mettre :

$V_b$  = le volume de  $\text{NaOH}$  = ?

$$V_b = V_m = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} = \frac{5.1 + 5 + 4.9}{3} = 5\text{ml}$$

$V_a$  = le volume de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  = 5ml

$N_b$  = la normalité de  $\text{NaOH}$  = 4.8 N

$N_a$  = La normalité de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  = ?

D'après la loi de la volumétrie :  $N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b \Rightarrow N_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$

D'où

$$N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

Donc :

$$N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{4.8 \times 5}{5}$$

$$N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.48 \text{ eqg/l}$$

## 2- Amélioration de l'incertitude :

- a) Bien lire sur la burette.
- b) Bien prélever la solution.
- c) Utiliser le matériel qui a une incertitude faible.
- d) Refaire l'expérience plusieurs fois pour trouver la bonne mesure.

## 3- calcule d'incertitude :

### A- Pour la 1ere manipulation :

On a:

$$V_{HCl} = 5ml$$

$$\Delta V_{burette} = \Delta V_{NaOH} = 0.1 ml$$

$$V_{NaOH} = 5.2ml$$

$$\Delta V_{eprouvette} = \Delta V_{HCl} = 0.1 ml$$

$$N_{HCl} = 0.5 eqg/l$$

$$N_{NaOH} = 4.8ml$$

On a:

$$N_{NaOH} = \frac{N_{HCl} \cdot V_{HCl}}{V_{NaOH}}$$

Donc :

$$\left(\frac{\Delta N}{N}\right)_{NaOH} = \left(\frac{\Delta N}{N}\right)_{HCl} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{NaOH} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{HCl}$$

Mais:  $\Delta N_{HCl} = 0$

$$\left(\frac{\Delta N}{N}\right)_{NaOH} = \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{NaOH} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{HCl}$$

$$\Delta N_{NaOH} = N_{NaOH} \times \left[ \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{NaOH} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{HCl} \right]$$

$$\Delta N_{NaOH} = 0.48 \times \left[ \frac{0.1}{5} + \frac{0.1}{5.2} \right]$$

$$\Delta N_{NaOH} = 0.48 \times 0.039$$

$$\Delta N_{NaOH} = 0.018 \quad \text{ou} \quad 1.8\%$$

**B- Pour la 2eme manipulation :**

6

On a:

$$V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 5\text{ml}$$

$$\Delta V_{\text{burette}} = \Delta V_{\text{NaOH}} = 0.1 \text{ ml}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 5\text{ml}$$

$$\Delta V_{\text{eprouvette}} = \Delta V_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.1 \text{ ml}$$

$$N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.48 \text{ eqg/l}$$

$$N_{\text{NaOH}} = 4.8\text{ml}$$

On a:

$$N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

Donc :

$$\left(\frac{\Delta N}{N}\right)_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \left(\frac{\Delta N}{N}\right)_{\text{NaOH}} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{\text{CH}_3\text{COOH}} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{\text{NaOH}}$$

$$\text{Mais: } \Delta N_{\text{NaOH}} = 0$$

$$\left(\frac{\Delta N}{N}\right)_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{\text{CH}_3\text{COOH}} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{\text{NaOH}}$$

$$\Delta N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = N_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times \left[ \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{\text{CH}_3\text{COOH}} + \left(\frac{\Delta V}{V}\right)_{\text{NaOH}} \right]$$

$$\Delta N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.48 \times \left[ \frac{0.1}{5} + \frac{0.1}{5} \right]$$

$$\Delta N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (0.02 + 0.02)$$

$$\Delta N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.48 \times 0.04$$

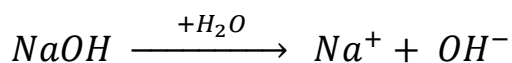
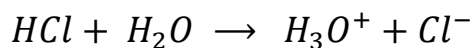
$$\Delta N_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0.019 \quad \text{ou } 1.9\%$$

#### 4- Les réactions :

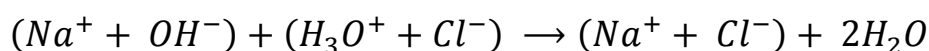
##### **A- Titrage d'un acide fort HCl par une base fort NaOH**

La réaction qui correspond à cette neutralisation est :

Avons la neutralisation :



Au cours de la neutralisation :

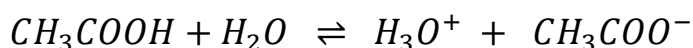
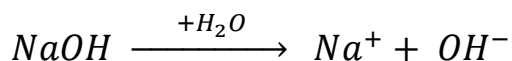


Le couple acido-basique (HCl / NaOH)

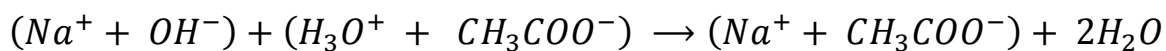
##### **B- Titrage d'un acide faible CH<sub>3</sub>COOH par une base fort NaOH**

La réaction qui correspond à cette neutralisation est :

Avons la neutralisation :



Au cours de la neutralisation :



Le couple acido-basique (CH<sub>3</sub>COOH / NaOH).

#### 5- Pourquoi on ajoute de l'eau ?

Parce que l'eau ne rentre pas dans la réaction mais en l'ajoute pour assurer que tout le HCl est transformé en H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup>

Parce que le HCl est un acide fort

## 6- Choix de l'indicateur :

La couleur de l'indicateur est reliée à la valeur de PH, le tableau suivant vous montrera cela.

L'indicateur	PH			
	6	7.6	8.2	10
Bleu de Bromothymol	Jaune		Bleu	
Phénophtaléine	Transparente			Violet

- Titrage d'un acide fort HCl par une base forte NaOH donne un  $\text{PH} = 7$
- Titrage d'un acide faible  $\text{CH}_3\text{COOH}$  par une base forte NaOH donne un  $\text{PH} = 8.87$



**TRAVAUX PRATIQUE**  
**N° 3 DE CHIMIE**

compte rendu

**Méthode d'analyse titrimétrique en Acide-Base**

**LA NEUTRALISATION ACIDE-BASE**

Réalisé par :

♣ - Benmakhlouf Tayeb