

# **TP 2 : Titrage colorimétrique "acido- basique "Dosage d'une base forte par un acide fort**

*UNIVERSITE DE BISKRA - FACULTE DES  
SCIENCES ET LA TECHNOLOGIE*

Présentée par : Docteur Almi Zineb



# Table of contents

|                                    |   |
|------------------------------------|---|
| <b>Objectives</b>                  | 3 |
| <b>I - Pré requis</b>              | 4 |
| <b>II - Pré test 2 :</b>           | 5 |
| <b>III - Principe :</b>            | 6 |
| <b>IV - Matériel et produits :</b> | 7 |
| <b>V - Mode opératoire :</b>       | 8 |
| <b>VI - Compte rendu 2 :</b>       | 9 |

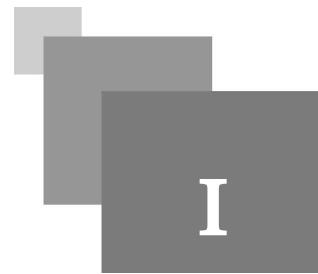


# Objectives

Le TP 2 a comme objectif, le savoir réaliser un dosage acido-basique , et la détermination de concentration de la solution titrée.

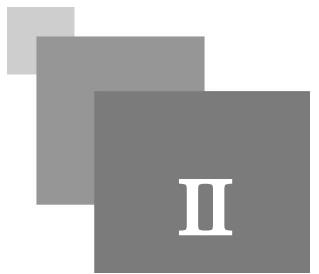


# Pré requis



l'étudiant doit avoir des pré requis sur les réactions acido-basiques et de l'utilisation de la burette pour réaliser ce type de titrage , et aussi savoir le rôle des indicateurs colorés .

# Pré test 2 :



[cf. ]



# Principe :

C'est par titrage que les études quantitatives des réactions de neutralisation acido-basique sont le plus facilement effectuées. Dans cette opération, une solution d'une concentration précise appelée solution de titrage "ou solution standard", est graduellement ajoutée à une solution de concentration inconnue, jusqu'à ce que la réaction chimique entre les deux solutions soit complétée . Si l'on connaît les volumes utilisés de la solution de titrage et de la solution inconnue, ainsi que la concentration de la solution de titrage, on peut calculer la concentration de la solution inconnue . Il s'agit donc d'une sorte d'analyse ou de dosage appelée "titrage acidobasique"

Pour être adéquat pour un titrage acide-base, un indicateur doit subir un changement de couleur au PH du point d'équivalence, qui est le point dans un titrage où l'acide est la base ont réagi dans des proportions stoechiométriques, et où ni l'un ni l'autre ne sont en excès .

Un indicateur acido-basique est un acide faible dont la couleur varie selon qu'il est sous la forme d'un acide faible ou de sa base conjuguée "précisions qu'il peut être incolore"

Déterminer la concentration inconnue "C" de la solution titrée , dans ce cas c'est la base forte NaOH, les réactions mises en jeu sont :

la dissolution de l'acide chlorhydrique : HCl donne "H<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup>"  
et la dissolution de la base forte : NaOH donne "Na<sup>+</sup> et OH<sup>-</sup>"

# Matériel et produits :

IV

Eprouvette graduée

Fiole jaujée (100ml)

Piette

Propipette (poire d'aspiration

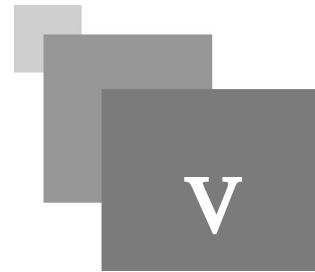
Bécher

Burette

Entonnoir

PH mètre

Solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration inconnue C<sub>b</sub> et une solution d'acide chlorhydrique (HCl) 0.15 mol/l- phénolphthaleine.



# Mode opératoire :

A l'aide d'une éprouvette graduée, Prélever dans un bécher 20 ml de la solution de NaOH.

\*Ajouter quelque gouttes de l'indicateur coloré " Phénolphthaleine".

\*Remplir la burette avec la solution d'acide chlorhydrique de concentration 0.15 mol/l.

\*Verser la solution d'acide HCl sur la solution de NaOH (ml par ml) avec l'agitation jusqu'au changement de couleur .

\*Noter le volume de HCl versé à chaque fois.

\* Noter la valeur de PH de solution après chaque ajout de solution HCl.

\*Noter Va le volume d'acide chlorhydrique (HCl) 0.15 mol/l ajouté à l'équilibre "changement de couleur".

# Compte rendu 2 :

VI

[cf. ]