

# Travaux pratiques de chimie II

Dr. BOUCHEMELLA Khadidja

Université des frères Mentouri Constantine 1

Faculté des Sciences Exactes

Département de Chimie

khadidja.bouchemella@usthb.edu.dz<sup>1</sup>

1.0 Mars 2024



*Université des frères Mentouri Constantine 1*

# Table des matières

<b>I - TP N° 2 : Dosage acido-basique</b>	<b>3</b>
1. Objectifs .....	3
2. Introduction .....	3
3. Partie théorique .....	3
4. Partie expérimentale .....	5
4.1. Matériels et produits utilisés.....	5
4.2. Mode opératoire .....	6
5. Exploitation des résultats .....	7
6. Exercice .....	7
7. Exercice .....	7
<b>Solutions des exercices</b>	<b>8</b>
<b>Références</b>	<b>9</b>

# TP N° 2 : Dosage acido-basique



## 1. Objectifs

A la fin du TP l'étudiant sera capable de :

- Maîtriser les techniques d'un dosage colorimétrique.
- Désigner le point d'équivalence d'un dosage acido basique .
- Déterminer la concentration d'un acide

## 2. Introduction

Les **réactions acido-basique** \*\* sont le résultat du transfert d'un proton  $H^+$  d'un acide à une base. L'acide se transforme en sa base conjuguée, on désigne alors ces deux entités par « **couples acide-base** » .

Le **dosage acido-basique** est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution composée d'un acide ou d'une base. Si la solution de titre inconnu est un acide, on verse une base de façon à neutraliser l'acide , l'intérêt étant de déterminer précisément la quantité de base ajoutée pour neutraliser l'acide.

## 3. Partie théorique



**Définition**

- **Le dosage** :\* c'est une opération chimique, qui consiste à déterminer la quantité de matière ou la concentration molaire d'une espèce chimique dans une solution.
- **Le titrage** \* : c'est une méthode de dosage mettant en œuvre une **réaction chimique** entre l'espèce à doser (**titrée**) et un réactif convenablement choisi appelé **réactif titrant**.
  - On appelle **réactif titré**, une espèce chimique dont on souhaite déterminer expérimentalement la quantité de matière.
  - On appelle **réactif titrant**, une espèce chimique dont on connaît la quantité de matière et qui réagit avec le réactif titré.
  - **Principe de dosage** :\* Une solution contient une espèce chimique dissoute **A**. De façon générale, doser cette espèce chimique, c'est déterminer sa quantité de la matière ou sa concentration  $C_A$  dans la solution. Pour doser **A**, on fait réagir **A** sur un corps **B** contenu dans une solution de concentration connue  $C_B$  .

Pour qu'une réaction chimique soit utilisée comme réaction de dosage, il faut qu'elle soit:

1. **Univoque**, c'est-à-dire non perturbée par une autre réaction ayant les mêmes réactifs mais des produits différents.

2. **Totale**, c'est-à-dire que la réaction fasse disparaître au moins l'un des deux réactifs mis en présence.

3. **Rapide**, c'est-à-dire qu'elle parvienne à son terme soit de manière instantanée, soit dans un temps bref.

Dans ce TP, nous nous sommes intéressés à étudier le **dosage acido-basique**.

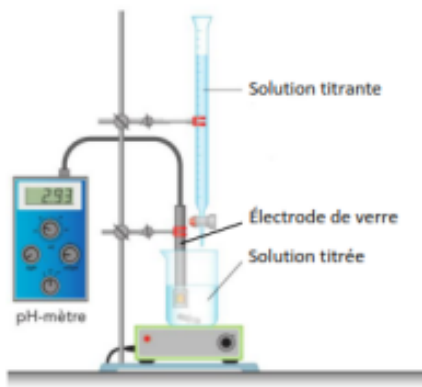
- **Les méthodes de dosages acido-basique\***

Il existe deux méthodes de dosages acido-basiques :

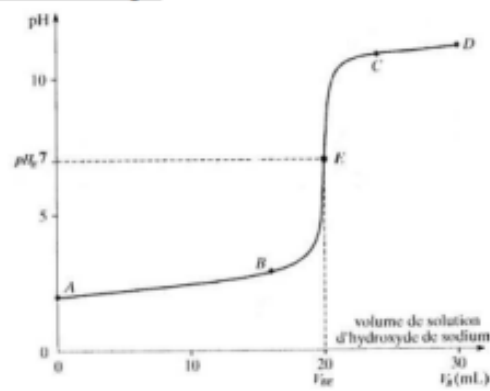
-**La méthode pH -métrique** : Il s'agit d'utiliser un pH-mètre pour suivre l'évolution du pH de la solution titrée au cours de l'ajout de la solution titrante. La courbe de titrage pH-métrique est la courbe  $pH = f(V_{\text{Sol. titrante versée}})$  donnant les variations du pH en fonction du volume de solution titrante versée (voir la figure ci-dessous).

Pour déterminer les coordonnées du point d'équivalence, on utilise la méthode des tangentes ou la fonction dérivée de la courbe  $pH = f(V_{\text{Sol. titrante versée}})$ .

Montage expérimental :



Courbe de titrage :



Dosage pH métrique

-**La méthode colorimétrique** : Il s'agit d'utiliser un indicateur coloré qui permet (sans pH-mètre) de déterminer le volume équivalent de la solution titrante. Cette méthode est basée sur un changement de couleur du milieu lors de l'équivalence.

 **Complément**

- **Principe de dosage colorimétrique :\***

Le dosage acido-basique est basé sur la réaction de neutralisation entre un acide et une base. Lorsque ces deux réactifs sont en présence, ils réagissent pour former de l'eau et un sel comme la montre l'équation suivante :



Réaliser un dosage acido-basique c'est déterminer la concentration d'une solution inconnue d'acide (base) à l'aide d'une solution de base (acide) de concentration connue. Le volume  $V_a$  de solution acide à doser contient un nombre de moles  $n_a$  d'ion  $H_3O^+$  : elle est nettement acide et son  $pH < 7$ . En y ajoutant goutte à goutte, la solution de base et donc les ions de  $OH^-$ , le pH augmente petit à petit jusqu'à que la solution devienne basique. Le passage brusque du milieu acide au milieu basique est **l'équivalence acido-basique**. Elle s'accompagne d'un brusque saut

de pH. En présence d'un indicateur coloré judicieusement choisi, ce saut du pH s'accompagne d'un changement de couleur qui nous permettra de détecter le point d'équivalence.

à la fin de réaction c'est-à-dire **au point d'équivalence**, le nombre de moles de  $\text{OH}^-$  provenant de la base est égale au nombre de moles de  $\text{H}_3\text{O}^+$  provenant de l'acide :  $n_a = n_b \rightarrow N_a \cdot V_a = N_b \cdot V_b$

où :

$N_a$  : normalité de l'acide

$V_a$  : volume de l'acide

$N_b$  : normalité de la base

$V_b$  : Volume de base

**L'indicateur coloré : \*\***

c'est une espèce chimique dont la couleur dépend du pH. Il est aussi appelé indicateur acido-basique (le pH traduisant le caractère acide ou basique d'une solution) et sa sensibilité au pH implique que chacune de ses formes colorées porte une fonction acide ou basique. Un indicateur coloré est caractérisé par sa zone de virage qui est déterminée par les valeurs extrêmes du pH entre lesquelles l'indicateur coloré change de teinte. Voici quelques exemples des indicateurs colorés (voir le tableau suivant)

Indicateur	Teinte (Acide)	Zone de virage	Teinte (basique)
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4 (orange)	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 - 7,6 (vert)	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0 (rose très pale)	Rose

*Exemple des indicateur colorés*

## 4. Partie expérimentale

Dans ce travail, nous allons faire un dosage colorimétrique, comprenant :

- Dosage d'un acide fort (HCl) avec une base forte (NaOH).
- Dosage d'un acide faible ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) avec une base forte (NaOH).

### 4.1. Matériels et produits utilisés

Bécher

-Pipette

-Éprouvette

-Proprette

- Burette

-Erlenmeyer

-HCl avec une concentration inconnue

- $\text{CH}_3\text{COOH}$  avec une concentration inconnue ( $\text{pK}_a = 4,75$ )

-NaOH avec une concentration connue 0,1 N

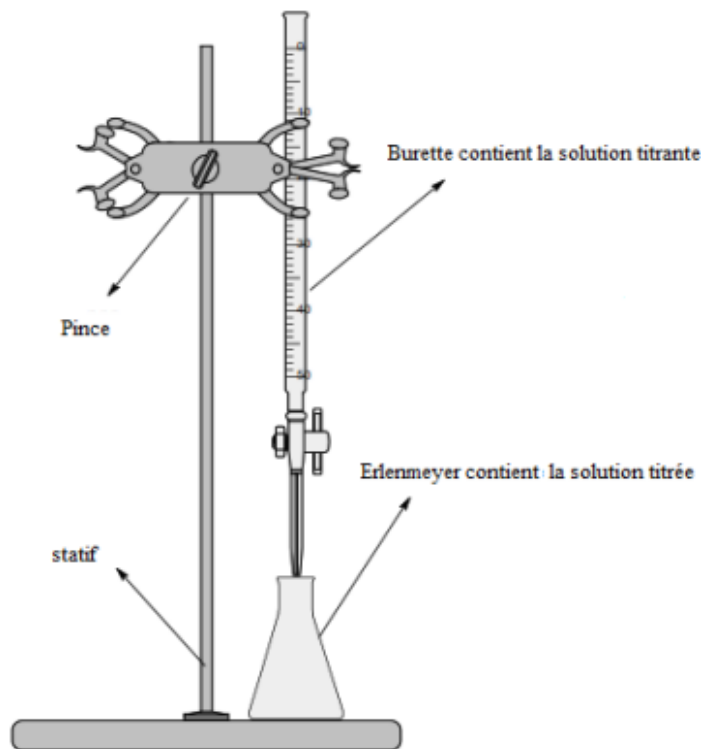
-Indicateur coloré Phénol-phtaléine

-Pissette d'eau distillée

## 4.2. Mode opératoire

-Avant de commencer la manipulation rincer toute la verrerie avec l'eau du robinet puis avec l'eau distillée.

-Réaliser le montage expérimental de dosage illustré dans le schéma suivant :



Montage expérimental de dosage

-Rincer la burette avec la solution de la soude NaOH 0,1 N et la remplir.

-Ajuster le niveau du liquide au niveau zéro de la burette en faisant écouler l'excédent de solution de soude dans le bécher étiqueté.

-Introduire dans un erlenmeyer 10 ml d'acide prélevée à l'aide d'une pipette.

-Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré Phénol-phtaléine.

-Placer l'erlenmeyer sous la burette.

-Pour améliorer la sensibilité à la couleur, mettre une feuille de papier blanc sous et derrière

l'erlenmeyer et laisser couler la solution de NaOH tout en agitant manuellement jusqu'au changement de la couleur (point d'équivalence).

-Noter le volume de NaOH versé .

-Refaire le dosage 2 fois.

-Calculer le volume moyen en complétant le tableau ci dessous.

HCl		CH <sub>3</sub> COOH	
Volume de NaOH versé (mL)	Concentration de l'acide (M)	Volume de NaOH versé (mL)	Concentration de l'acide (M)
V <sub>1</sub> =	C <sub>1</sub> =	V <sub>1</sub> =	C <sub>1</sub> =
V <sub>2</sub> =	C <sub>2</sub> =	V <sub>2</sub> =	C <sub>2</sub> =
V <sub>moy</sub> =	C <sub>moy</sub> =	V <sub>moy</sub> =	C <sub>moy</sub> =

Résultats du dosage

## 5. Exploitation des résultats

1. Calculer la concentration molaire de l'acide chlorhydrique et l'acide acétique.
2. Écrire les équations bilan des réactions des titrages effectués.
3. Calculer les valeurs du pH au point d'équivalence.

## 6. Exercice

[solution n°1 p. 8]

On réalise le dosage de l'acide formique  $\text{HCOOH}$  par une solution aqueuse de  $\text{KOH}$ . À l'équivalence, le pH du point d'équivalence est :

- Inférieur à 7
- Supérieur à 7
- Égal à 7

## 7. Exercice

[solution n°2 p. 8]

10 mL d'une solution d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration inconnue nécessite 15 mL de solution de  $\text{NaOH}$  0,2 M pour atteindre le point d'équivalence . Quelle est la concentration de l'acide nitrique ?

\_\_\_\_\_

# Solutions des exercices

---



## Solution n°1

[exercice p. 7]

On réalise le dosage de l'acide formique  $\text{HCOOH}$  par une solution aqueuse de  $\text{KOH}$ . À l'équivalence, le pH du point d'équivalence est :

- Inférieur à 7
- Supérieur à 7
- Égal à 7

## Solution n°2

[exercice p. 7]

10 mL d'une solution d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration inconnue nécessite 15 mL de solution de  $\text{NaOH}$  0,2 M pour atteindre le point d'équivalence . Quelle est la concentration de l'acide nitrique ?

$$N_a \times V_a = N_b \times V_b \rightarrow C_a \times V_a = C_b \times V_b \rightarrow C_a = (C_b \times V_b) / V_a = (0,2 \times 15) / 10 = 0,3 \text{ M}$$



# Références

---



- 1 Polycopié de travaux pratiques de Chimie II, Université de BBA,2019-2020
  
- 2 Polycopié de travaux pratiques de chimie I, "1 ère Année Licence (LMD), tronc commun ST"  
,département des Sciences et Technologies, Université Mohamed Boudief- M'sila,Dr. CHETIOUI Souheyla