

**RÉPUBLIQUE ALGÉRIENNE DÉMOCRATIQUE ET POPULAIRE  
MINISTÈRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPÉRIEUR ET DE LA RECHERCHE  
SCIENTIFIQUE**

**UNIVERSITÉ DE JIJEL  
FACULTÉ DES SCIENCES EXACTES ET INFORMATIQUE  
DÉPARTEMENT DE CHIMIE**

**POLYCOPIÉ DES TRAVAUX PRATIQUES DE  
CHIMIE 1**

*Première Année Sciences de la Matière (SM)  
Semestre I*

*Élaboré par:  
L'Enseignante :BOUBEZARI Imane  
Grade: Maître de Conférences B*

**Année Universitaire : 2025/2026**

## INTRODUCTION GÉNÉRALE

Ce polycopié de Travaux Pratiques (TP) est conçu pour accompagner les étudiants de première année Sciences de la Matière (SM) dans l'acquisition des fondamentaux de la chimie expérimentale. Le laboratoire est un lieu d'apprentissage essentiel où les concepts théoriques étudiés en cours sont mis en œuvre, permettant ainsi de développer l'esprit critique, la rigueur méthodologique et la précision technique.

Les manipulations proposées couvrent les techniques de base indispensables à tout chimiste : la sécurité, la préparation de solutions de concentration précise, et les dosages volumétriques.

Le présent polycopié s'organise comme suite :

- TP 01. Sécurité en laboratoire et bonnes pratiques de laboratoire ;
- TP 02. Préparation de Solutions ;
- TP 03. Dosage acido basiques ;
- TP 04. Dosage d'oxydo-réduction- Manganométrie ;
- TP 05. Dosage d'oxydo-réduction- Iodométrie ;
- TP 06. Titration complexométrique- Application à la détermination de la concentration en ions magnésium et à l'évaluation de la dureté de l'eau ;
- TP 07. Dosage par précipitation- Dosage des Ions Chlorure par la Méthode de Mohr ;
- Programme pédagogique Socle commun 1ère année domaine science de la matière, module chimie I, semestre I ;
- Annexe dont on trouve le danger potentiel causé par les produits chimiques.

### Objectifs Pédagogiques Généraux :

Aux cours de ce semestre les étudiants permettons de :

1. Maîtriser les règles de sécurité et les bonnes pratiques de laboratoire.
2. Acquérir la dextérité nécessaire à l'utilisation correcte de la verrerie et des instruments de mesure.
3. Comprendre et appliquer les principes stœchiométriques et les lois de la dilution.
4. Savoir analyser et interpréter les résultats expérimentaux avec un esprit critique.

## Table des matières

### POLYCOPIÉ DES TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE 1

Page de garde.....	0
Introduction générale.....	1
TP 01 : Sécurité en laboratoire et bonnes pratiques de laboratoire .....	4
I.1. Importance de la sécurité en laboratoire .....	4
I.2. Règles de base pour la manipulation des produits chimiques.....	4
I.3. Étiquette du produit.....	5
I.4. Pictogramme .....	6
I.5. Description de la verrerie.....	8
TP 02 : Préparation de Solutions .....	9
II.1. Introduction et Objectifs .....	9
II.2. Les Différentes Méthodes de Préparation.....	9
II.2.1. Préparation à partir d'un solide (par Dissolution) .....	9
II.2.2. Préparation d'une solution fille à partir d'une solution mère.....	11
II.2.3. Préparation d'une solution à partir d'une solution commerciale .....	12
TP 03 : Dosage acido basiques.....	15
III.1. Contexte Théorique (Neutralisation, Point d'Équivalence) .....	15
III.2. Indicateurs Colorés et Critères de Choix.....	15
III.3. Nombre d'Équivalents-Grammes, normalité, molarité et degrés Dornic (°D).....	16
III.4. Objectifs .....	17
III.5. Partie expérimentale .....	18
III.5.1. Manipulation N°1- Titrage d'un acide fort par une base forte.....	18
III.5.2. Manipulation N°2- Détermination de l'acidité du lait .....	19
TP 04 : Dosage d'oxydo-réduction : Manganométrie.....	21
IV.1. Contexte Théorique : (Demi-réaction du Permanganate).....	21
IV.2. Objectifs .....	22
IV.3. Partie expérimentale.....	22

IV.3.1. Manipulation N°1- Dosage du permanganate de potassium (KMnO <sub>4</sub> ) par l'acide oxalique (C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ) 0,075M .....	22
IV.3.2. Manipulation N°2- Dosage de FeSO <sub>4</sub> par KMnO <sub>4</sub> .....	24
TP 05 : Dosage d'oxydo-réduction : Iodométrie.....	25
V.1. Contexte Théorique (dosage indirect) .....	25
V.3. Partie expérimentale .....	26
V.3.1. Manipulation : Dosage iodométrique de la vitamine C dans le jus d'orange .....	26
TP 06 : Titrage complexométrique- Application à la détermination de la concentration en ions magnésium et à l'évaluation de la dureté de l'eau.....	27
VI.1. Contexte Théorique et Objectifs .....	27
VI.2. Partie Expérimentale .....	29
VI.2.1. Manipulation 1 : Titrage de Mg <sup>2+</sup> avec l'EDTA .....	29
VI.2.2. Manipulation II : Le dosage de la dureté de l'eau par complexométrie.....	30
TP 07: Dosage par précipitation- Dosage des Ions Chlorure par la Méthode de Mohr.....	32
VII.1. Contexte Théorique (la Méthode de Mohr) .....	32
VII.2. Objectifs.....	32
VII.3. Partie Expérimentale.....	33
VII.3.1. Manipulation : Dosage des Ions Chlorure par la Méthode de Mohr.....	33
RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES .....	34
ANNEXES .....	36
Annexe 1 : Fiches techniques des produits chimiques.....	39
Annexe 2 : Programme Pédagogique (Socle Commun).....	39

## **TP 01 : Sécurité en laboratoire et bonnes pratiques de laboratoire**

### **I.1. Importance de la sécurité en laboratoire**

La sécurité en laboratoire est primordiale. La manipulation de produits chimiques et l'utilisation d'équipements peuvent présenter des risques si les procédures de sécurité ne sont pas respectées. Il est essentiel de maintenir un environnement de travail propre et ordonné, de porter les équipements de protection individuelle appropriés et de suivre les protocoles de sécurité à la lettre.

### **I.2. Règles de base pour la manipulation des produits chimiques**

La manipulation des produits chimiques nécessite une attention particulière. Avant d'utiliser un produit chimique, il est important de lire attentivement son étiquette et de comprendre ses propriétés. Il est également crucial de connaître les dangers potentiels associés à chaque produit chimique et de prendre les précautions nécessaires.

- ✓ Une blouse de laboratoire pour protéger les vêtements des éclaboussures et des produits chimiques.
- ✓ Toujours manipuler les produits chimiques avec soin et éviter les contacts directs avec la peau ou les yeux.
- ✓ Ne jamais mélanger des produits chimiques sans autorisation.
- ✓ Utiliser une hotte aspirante lorsque des produits chimiques volatils sont manipulés.
- ✓ Vérifier régulièrement les dates d'expiration des produits chimiques.
- ✓ Stocker les produits chimiques dans des contenants appropriés et correctement étiquetés.
- ✓ Nettoyer les plans de travail et les équipements après chaque utilisation.
- ✓ Ranger les produits chimiques et l'équipement de manière organisée et accessible.
- ✓ Éliminer les déchets chimiques de manière appropriée.

### I.3. Étiquette du produit

Voici les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique :

- **Identification du produit** : Le nom du produit, la composition et le numéro d'identification
- **Pictogrammes de danger**
- **Mentions d'avertissement**
- **Mentions de danger**
- **Conseils de prudence** (les plus pertinents)
- **Autres informations** (CAS ; CE, fabricant, vendeur...)

**DAEJUNG** Reagents Chemicals **KOSDAD** LISTED COMPANY

**Sodium hydroxide, pellet**  
7570-4400 CAS No. 1310-73-2 1kg **Extra Pure**

**NaOH=40**

Assay	above 97.0 %
Silicate(SiO <sub>2</sub> )	below 400 ppm
Lead(Pb)	below 15.0 ppm
Solubility in water	passes test
Aluminium(Al)	below 50.0 ppm
Chloride(Cl)	below 100 ppm
Iron(Fe)	below 15.0 ppm
Total nitrogen(N)	below 20.0 ppm
Potassium(K)	below 2000 ppm
Sodium carbonate	below 2.0 %
Sulfate(SO <sub>4</sub> )	below 40.0 ppm

**DANGER**

**<Hazard statements>**  
May be corrosive to metals. Harmful in contact with skin. Causes severe skin burns and eye damage.

**<Prevention precautionary statements>**  
Do not breathe dust/fume/gas/mist/vapours/spray. Wear protective gloves/protective clothing/eye protection/face protection. IF SWALLOWED: Rinse mouth. Do NOT induce vomiting. IF ON SKIN (or hair): Take off immediately all contaminated clothing. Rinse skin with water/shower. Store in corrosive resistant container with a resistant inner liner. Dispose of this material and its container in accordance with local/regional/national/international regulation.

See MSDS(Material Safety Data Sheet).

**수산화나트륨**  
**유해-위험물군**  
금속을 부식시킬 수 있음. 피부와 접촉하면 유해함. 피부에 심한 화상과 눈에 손상을 일으킴.

**예방조치문구**  
분진·흄·가스·미스트·증기·스프레이를 흡입하지 마시오. 보호장갑·보호의·보안경 안면 보호구를 착용하십시오. 삼켰다면 입을 씻어내시오. 토하게 하려 하지 마시오. 피부(또는 머리카락)에 묻으면 오염된 모든 의복은 벗거나 제거하십시오. 피부를 물로 씻으시오/샤워하십시오. 금속부식성 물질이므로 제조자 또는 행정관청에서 정한 내부식성 용기에 보관하십시오. 관련 법규에 명시된 내용에 따라 내용을 용기를 폐기하십시오.

상세정보는 MSDS(물질안전보건자료)를 참고 하시기 바랍니다.  
용도 : 실험연구용 시약 외 사용금지  
공급자 : 대정화학(주) 경기도 서울시 서해안로 186 Tel. 031-488-8822

DATE: 2017-06-02  
LOT NO: S0181RF1

대정화학(주) 186, Seohaean-ro, Siheung-si, Gyeonggi-do, Korea  
TEL. +82-31-488-8822 FAX. +82-31-433-6117  
DAEJUNG CHEMICALS & METALS CO., LTD

Les différents éléments d'une étiquette.

#### I.4. PICTOGRAMME






- ✓ En chimie, la manipulation des espèces chimiques n'est pas toujours sans danger pour les utilisateurs mais aussi pour la nature. Les fabricants indiquent donc sur chaque flacon de produit chimique des pictogrammes pour indiquer les différents dangers.

Risque		
Physiques	pour la santé	pour l'environnement
Explosifs	Corrosif	Danger pour l'environnement
Inflammable	Toxique	
Comburant	Danger pour la santé	
Gaz sous pression	Nocif ou irritant	
Corrosif		



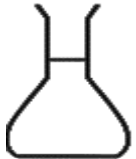
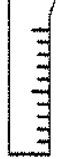





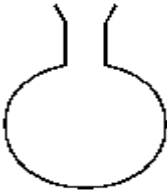
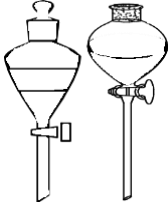

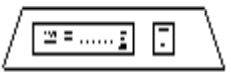
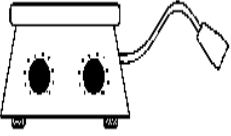



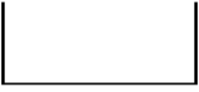
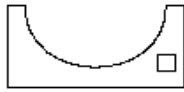
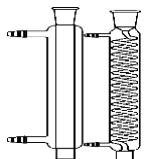

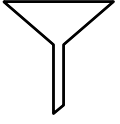

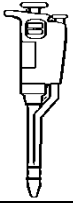
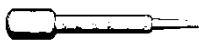
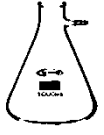


#### Pensez donc à bien :

- Séparer physiquement les bases et les acides
- Séparer les produits toxiques et les produits inflammables
- Consultez la signification officielle des pictogrammes de danger
- Respectez les consignes de sécurité et portez vos équipements de protection (lunettes, gants, ...).



Etiquette	Signification	Risques
	<b>Explosif</b>	Je peux exploser au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, sous l'effet de la chaleur, d'un choc, ...
	<b>Inflammable</b>	Je peux m'enflammer, au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, de frottements, spontanément au contact de l'air ou de l'eau...
	<b>Comburant</b>	Je peux provoquer ou aggraver un incendie, ou même provoquer une explosion en présence de produits inflammables.
	<b>Gaz sous pression</b>	Je peux exploser sous l'effet de la chaleur (gaz comprimés, gaz liquéfiés, gaz dissous). Je peux causer des brûlures ou blessures liées au froid.
	<b>Corrosif</b>	Je peux attaquer ou détruire les métaux. Je ronge la peau et/ou les yeux en cas de contact ou de projection
	<b>Toxique ou mortel</b>	J'empoisonne rapidement, même à faible dose.
	<b>Danger pour la santé</b>	Je peux provoquer le cancer, modifier l'ADN, nuire à la fertilité ou au fœtus, altérer certains organes, être mortel, provoquer des allergies respiratoires
	<b>Nocif ou irritant</b>	J'empoisonne à forte dose. J'irrite la peau, les yeux et/ou les voies respiratoires. Je peux provoquer des allergies cutanées. Je peux provoquer somnolence ou vertiges. Je détruis l'ozone dans la haute atmosphère.
	<b>Danger pour l'environnement</b>	Je provoque des effets néfastes sur les organismes du milieu aquatique (poissons, crustacés, algues, autres plantes aquatiques...).

## I.5. Description de la verrerie

			
<b>Bécher</b>	<b>Erlenmeyer</b>	<b>Fiole jaugée</b>	<b>Éprouvette graduée</b>
			
<b>Pipette simple</b>	<b>Pipette jaugée</b>	<b>Pro -pipette</b>	<b>Burette</b>
			
<b>Tubes à essai</b>	<b>Ballon</b>	<b>Ampoule à décanter</b>	<b>Barreau aimanté</b>
			
<b>Balance électronique</b>	<b>Agitateur, magnétique</b>	<b>Mortier</b>	<b>Support réglable</b>
			
<b>Verre de montre</b>	<b>Cristallisoir</b>	<b>Chauffe-ballon</b>	<b>Réfrigérant</b>
			
<b>Verre à pied</b>	<b>Entonnoir</b>	<b>Pissette</b>	<b>Micropipette</b>
			
<b>Compte-gouttes</b>	<b>Fiole à vide</b>	<b>Spatule</b>	<b>Bouchon</b>

## TP n°02 : Préparation de Solutions

### II.1. Introduction et Objectifs

La préparation de solutions est une technique fondamentale en chimie. Elle consiste à dissoudre une quantité précise de **soluté** (solide, liquide ou gazeux) dans un **solvant** (généralement un liquide) pour obtenir une solution homogène. Ce TP vous permettra de maîtriser les différentes méthodes de préparation de solutions et d'acquérir les gestes techniques associés.

#### Objectifs

Ce TP vise à :

- Préparer une solution par dissolution d'un composé solide.
- Préparer une solution par dilution d'une solution mère.
- Préparer une solution à partir d'une solution commerciale.

### II.2. Les Différentes Méthodes de Préparation

#### II.2.1. Préparation à partir d'un solide (par Dissolution)

Connaissant la concentration molaire (C) souhaitée, le volume (V) de la solution finale et la masse molaire (M) du **soluté**, on peut calculer la masse à peser grâce à la formule :

$$m = C * V * M$$

#### Exemple : Préparation de 250 mL d'une solution de NaCl 0,1 mol/L

Nous souhaitons préparer une solution de chlorure de sodium (NaCl) avec une concentration molaire précise : 0,1 mol/L, et un volume final de 250 mL.

#### Les étapes de la préparation

Calcul de la masse de solide à peser :  $M_{\text{NaCl}} = 58,44 \text{ g/mol}$ .

Donc, pour 250 mL d'une solution 0,1 mol/L, nous avons besoin de :

$$n = C * V = 0,1 \text{ mol/L} * 0,25 \text{ L} = 0,025 \text{ mol de NaCl}$$

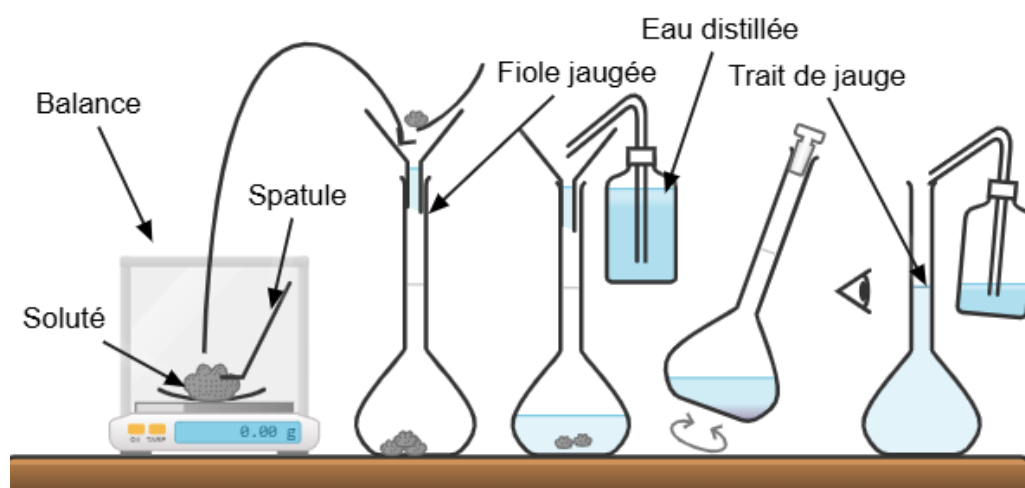
$$m = n * M = 0,025 \text{ mol} * 58,44 \text{ g/mol} \approx \mathbf{1,46 \text{ g de NaCl}}$$

## Matériel nécessaire

- Balance précise
- Bécher
- Spatule
- Fiole jaugée de 250 mL
- Entonnoir
- Pissette d'eau distillée
- Chlorure de sodium solide (NaCl)
- Eau distillée

## Mode opératoire

- Peser précisément 1,46 g de NaCl à l'aide de la balance.
- Dissolution : Introduire le NaCl dans la fiole jaugée de 250 mL.
- Ajouter un peu d'eau distillée et agiter doucement pour dissoudre complètement le sel.
- Boucher la fiole et homogénéiser la solution par inversion douce.
- Compléter la fiole jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée et étiqueter.



*Schématisme des étapes de préparation d'une solution par dissolution*

## II.2.2. Préparation d'une solution fille à partir d'une solution mère

### Méthode de préparation : la dilution

La dilution consiste à diluer une solution concentrée (la solution mère) avec un solvant (généralement de l'eau distillée) pour obtenir une solution moins concentrée (la solution fille).

### Relation de dilution :

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

$C_1$  : concentration de la solution mère

$V_1$  : volume de solution mère à prélever

$C_2$  : concentration de la solution fille

$V_2$  : volume final de la solution fille

**Exemple : Préparation de 250 mL d'une solution de chlorure de sodium (NaCl) 0,1 mol/L à partir d'une solution mère de NaCl 1 mol/L**

### Les étapes de la préparation

On utilise la relation de dilution :  $C_1 * V_1 = C_2 * V_2$

$$1 \text{ mol/L} * V_1 = 0,1 \text{ mol/L} * 0,25 \text{ L}$$

$$\text{Donc, } V_1 = 0,025 \text{ L} = 25 \text{ mL}$$

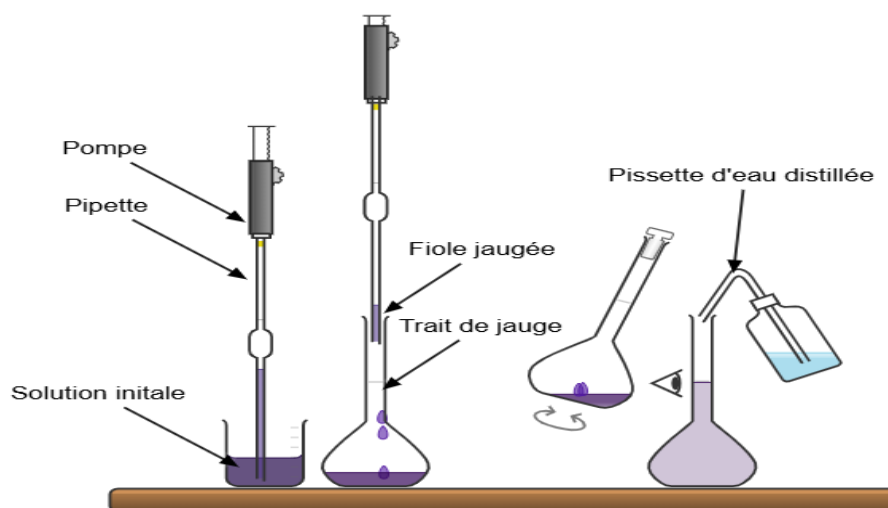
### Matériel nécessaire :

- Solution mère de NaCl 1 mol/L
- Eau distillée
- Pipette jaugée
- Fiole jaugée de 250 mL
- Bécher
- Pissette

### Mode opératoire :

1. À l'aide d'une pipette jaugée, prélever 25 mL de la solution mère de NaCl.

2. Verser les 25 mL prélevés dans la fiole jaugée de 250 mL et compléter la fiole jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
3. Boucher la fiole et **homogénéiser** la solution par inversion.
4. Compléter la fiole jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et agiter et Étiqueter.



*Schématisme des étapes de préparation d'une solution par dilution.*

### II.2.3. Préparation d'une solution à partir d'une solution commerciale

#### Exemple : Préparation de 500 mL d'une solution d'HCl 0,1 mol/L

Nous souhaitons préparer 500 mL d'une solution moins concentrée (0,1 mol/L) à partir d'une solution plus concentrée (HCl à 37 % c'est-à-dire 37 g de HCl pour 100 g de solution). Pour cela, nous allons réaliser une dilution.

**Données** : Densité de la solution commerciale : 1,19 g/mL

#### 1. Calcul de la molarité de la solution commerciale (concentration molaire mère)

La concentration molaire d'un produit commercial liquide est déterminée à partir de sa densité (d) et de son pourcentage massique (P %) par la formule :  $C_M = 10 \cdot d \cdot P / M$

où  $C_M$  est en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , d est sans unité, P% est le pourcentage massique (37), et M est la masse molaire en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Calcul de la masse volumique de la solution mère  $\rho_M$  :

$$\rho_M = d \cdot \rho_{\text{eau}} = 1,19 \cdot 1000 = 1190 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Masse de HCl dans 1 L de solution commerciale :  $37\% * 1190 = 440,3$  g

**Nombre de moles de HCl dans 1 L :**

$440,3 \text{ g} / 36,46 \text{ g/mol} \approx 12,1 \text{ mol/L}$  ( $M_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ g/mol}$ )

Donc, la solution commerciale a une concentration d'environ 12,1 mol/L.

**2. Calcul du volume de solution commerciale à prélever**

On utilise la relation de dilution :

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

Avec :

$C_1 = 12,1 \text{ mol/L}$  (concentration de la solution mère)

$V_1 =$  volume à prélever (en L)

$C_2 = 0,1 \text{ mol/L}$  (concentration finale désirée)

$V_2 = 0,5 \text{ L}$  (volume final souhaité)

**Calcul de  $V_1$  :**  $V_1 = C_2 * V_2 / C_1 = 0,1 * 0,5 / 12,1 \approx 0,00413 \text{ L} = 4,13 \text{ mL}$

**Mode opératoire**

**Matériel :**

- Pipette jaugée de 5 mL
- Propipette
- Fiole jaugée de 500 mL
- Bécher
- Entonnoir
- Pissette d'eau distillée

**Protocole :**

- À l'aide d'une pipette jaugée, prélever 4,13 mL de la solution commerciale d'HCl.
- Introduire ce volume dans la fiole jaugée de 500 mL contenant déjà un peu d'eau distillée (très important : toujours verser l'acide dans l'eau, jamais l'inverse, pour limiter la chaleur dégagée).
- Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- Boucher la fiole et homogénéiser la solution par inversion.

## Questions :

### Préparation par Dissolution (à partir d'un Solide)

Vous devez préparer 500 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) de concentration 0,05 mol/L.

1. Quelle est la masse molaire du  $\text{CuSO}_4$  ? ( $M_{\text{Cu}}$  : 63,5 g/mol ;  $M_{\text{S}}$  : 32,1 g/mol ;  $M_{\text{O}}$  : 16,0 g/mol).
2. Calculez la masse de  $\text{CuSO}_4$  nécessaire à peser.
3. Expliquez pourquoi il est essentiel de compléter exactement jusqu'au trait de jauge pour obtenir la concentration souhaitée. Que se passe-t-il si le niveau est au-dessus du trait de jauge ?

### Préparation par Dilution (à partir d'une Solution Mère)

Vous préparez 500 mL d'une solution C2 à 0,005 M à partir d'une solution mère C1 à 0,5 mol/L.

1. Quel est le volume  $V_1$  de solution mère à prélever ?
2. Quel est le facteur de dilution (F) ?
3. Pourquoi utilise-t-on une fiole jaugée et non un bécher ou une éprouvette graduée pour la préparation finale d'une solution de concentration précise ?
4. Pourquoi rincer la pipette avec la solution mère ?
5. Résumez les principales différences entre les étapes de préparation d'une solution par dissolution et par dilution.

### Préparation à partir d'une Solution Commerciale

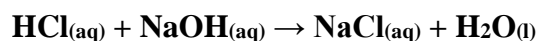
1. En se basant sur les calculs de l'exemple du HCl : 12,1 mol/L (concentration mère) et 4,13 mL (volume à prélever). Si l'étudiant prélevait 4,5 mL par erreur, quelle serait la concentration finale réelle de la solution C<sub>2</sub> ?
2. Expliquez pourquoi toutes les manipulations impliquant l'acide chlorhydrique concentré doivent être effectuées sous hotte aspirante. Quel risque spécifique cherche-t-on à éviter ?
3. Pourquoi est-il crucial de toujours verser l'acide concentré dans l'eau et non l'inverse ? (Mettez en jeu les concepts de chaleur de dilution et de densité).
4. Pourquoi est-il judicieux de toujours ajouter d'abord une certaine quantité d'eau distillée dans la fiole jaugée avant d'introduire l'acide concentré ?

## TP n°03 : Dosage acido basiques

### III.1. Contexte Théorique (Neutralisation, Point d'Équivalence)

Le **dosage** est en réalité une méthode de laboratoire qui sert à déterminer la quantité ou la concentration d'une substance dans une solution, généralement en réalisant une réaction chimique avec un réactif de dosage connu. Cette réaction permet d'évaluer indirectement la quantité de substance présente dans l'échantillon à doser. Le dosage peut être employé pour analyser divers types de substances, comme les acides, les bases, les ions métalliques, les composés organiques, etc.

Le **principe** du dosage acido-basique repose sur la réaction **de neutralisation** entre un acide et une base. Lorsque l'acide et la base sont mélangés dans des proportions stœchiométriques, c'est-à-dire dans les proportions nécessaires pour que tous les **ions H<sup>+</sup>** de l'acide réagissent avec les **ions OH<sup>-</sup>** de la base, une réaction chimique se produit, formant de l'eau et un sel. Par exemple, dans le cas de l'acide chlorhydrique (HCl) réagissant avec l'hydroxyde de sodium (NaOH) :



Le point à partir duquel la quantité d'acide est équivalente à la quantité de base ajoutée est appelé **le point d'équivalence**. Ce point est généralement déterminé en ajoutant un indicateur coloré à la solution d'essai, qui change de couleur lorsque le point d'équivalence est atteint.

En mesurant la quantité de base ajoutée (généralement avec une burette graduée) à partir du point initial jusqu'au point d'équivalence de la réaction de neutralisation, on peut déterminer la concentration de l'acide inconnu. Cela se fait en utilisant la relation entre la concentration de la base ajoutée, le volume ajouté et la stœchiométrie de la réaction.

### III.2. Indicateurs Colorés et Critères de Choix

Le choix de l'**indicateur** dépend de la nature des réactifs, de la plage de pH attendue pour le point d'équivalence et de la sensibilité de l'indicateur. Il est recommandé de

tester plusieurs indicateurs pour choisir celui qui donne le changement de couleur le plus net et le plus proche du point d'équivalence.

**Voici quelques indicateurs couramment utilisés et leurs critères de choix**

Indicateurs Colorés	Acide	Base	Zone de virage	Utilisation
Bleu de bromothymol	Jaune	Blue	6,0 –7,6	Idéal pour les titrages où la neutralisation se situe dans une plage de pH proche de la neutralité.
Rouge de phénol	Rouge	Jaune	6,8–8,2	Convient aux titrages où une base est titrée par un acide.
Méthyl orange	Rouge	Jaune	3,0 –4,0	Adapté aux titrages où un acide fort est titré par une base forte.
Phénolphtaléine	Incolore	Rose	8,0 –9,9	Convient aux titrages où une base forte est titrée par un acide fort.
Rouge de méthyle	Rouge	Jaune	4,4– 6,2	Adapté aux titrages où un acide fort est titré par une base

### III.3. Nombre d'Équivalents-Grammes, normalité, molarité et degrés Dornic (°D)

**Normalité (N)** : est le nombre d'équivalents d'un composé donné contenu dans un litre de solution. Pour les acides et les bases monovalents, la normalité est égale à la molarité.

- Par exemple, une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 1 M est également de 1 N car chaque mole d'HCl fournit un équivalent d'ion hydrogène (H<sup>+</sup>).

**Molarité (M)** : est le nombre de moles de soluté dissous dans un litre de solution.

- Par exemple, une solution d'acide chlorhydrique (HCl) à 1 M contient 1 mole d'HCl par litre de solution.

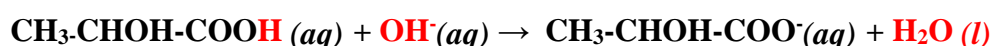
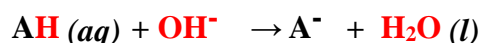
**Nombre d'Équivalents-Grammes :** est une mesure de la capacité d'un acide ou d'une base à fournir ou à accepter des ions  $H^+$  (dans le cas des acides) ou  $OH^-$  (dans le cas des bases). Il est calculé en divisant le poids moléculaire de la substance par le nombre d'ions  $H^+$  ou  $OH^-$  qu'elle fournit ou accepte.

- Par exemple, le poids moléculaire de l'acide sulfurique ( $H_2SO_4$ ) est de 98 g/mol. Comme il fournit 2 ions  $H^+$  lorsqu'il se dissocie, le nombre d'équivalents-grammes d'acide sulfurique est de  $98 \text{ g/mol} / 2 = 49 \text{ g/ég}$ .

### Degrés Dornic (°D) :

Le lait est un produit alimentaire particulièrement sensible à l'altération, notamment à l'acidification causée par la conversion du lactose en acide lactique sous l'action de bactéries lactiques. L'acidité du lait est généralement exprimée en **degrés Dornic (°D)**, où **1 °D correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait**. Cette mesure est essentielle pour évaluer la qualité et la fraîcheur du lait.

Le principe du dosage consiste à titrer un échantillon de lait avec une solution de soude (hydroxyde de sodium) de concentration connue en présence d'un indicateur coloré, tel que la phénolphtaléine. L'équation de **la réaction acido-basique** est la suivante :



Acide lactique

Ion lactate

### III.4. Objectifs

- Réaliser le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique HCl de concentration inconnue par une solution de soude NaOH de concentration connue.
- Démontrer l'application pratique du dosage acido-basique en déterminant l'acidité de deux échantillons courants : le lait

### III.5. Partie expérimentale

#### III.5.1. Manipulation N°1- Titrage d'un acide fort par une base forte

##### Matériel et Réactifs :

- Solution d'acide chlorhydrique de concentration inconnue
- Solution de soude de concentration connue (0,1 mol/L)
- Burette graduée avec son support
- Pipette jaugée
- Agitateur magnétique
- Erlenmeyer
- Entonnoir
- Bécher
- Eau distillée
- Indicateur coloré (phénolphtaléine)
- Lait

##### Mode opératoire :

- Mesurer avec précision un volume  $V_a = 10$  mL d'acide chlorhydrique de concentration inconnue à l'aide d'une pipette jaugée et le transférer dans un Erlenmeyer.
- Ajouter quelques gouttes d'indicateur coloré (phénolphtaléine) à la solution d'acide chlorhydrique.
- Remplir la burette graduée avec la solution de soude de concentration connue.
- Poser l'erenmeyer sur une feuille blanche au-dessous de la burette.
- Commencer le titrage en ajoutant lentement la solution de soude depuis la burette à la solution d'acide chlorhydrique tout en agitant l'Erlenmeyer. Le mélange prendra une teinte rosée avec l'indicateur.
- Continuer à ajouter la soude jusqu'à ce que la teinte rosée devienne persistante. Cela indique que l'équivalence acide-base a été atteinte.
- Noter le volume  $V_b$  de solution de soude utilisé pour atteindre l'équivalence.
- Refaire le titrage 2 autres fois.

### Questions :

1. Peut-on introduire directement l'eau sur l'acide lors de la préparation d'une solution d'acide ? justifier votre réponse.
2. Quel est le rôle d'un indicateur coloré ?
3. L'ajout de l'eau modifie-t-il la position de l'équivalence ?
4. Ecrire la réaction chimique qui se produit lors de ce titrage.
5. Calculer la concentration de la solution de HCl ?

### III.5.2. Manipulation N°2- Détermination de l'acidité du lait

#### Mode opératoire :

- Remplir la burette avec la solution de soude de concentration molaire  $C_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/L}$ . Ajuster le niveau de la solution à la graduation zéro de la burette.
- Prendre, à l'aide d'une éprouvette,  $V_{\text{ac}} = 20 \text{ mL}$  de lait et le verser dans un flacon Erlenmeyer de 250 mL.
- Ajouter 80 mL d'eau distillée et quelques gouttes de phénolphaléine.
- Introduire le barreau magnétique.
- Placer le flacon Erlenmeyer sous la burette sur l'agitateur magnétique.
- Ajuster l'agitateur pour homogénéiser le mélange dans le flacon Erlenmeyer.
- Verser, dans la burette, goutte à goutte, la solution de NaOH.
- Continuer de verser la solution de NaOH dans le flacon Erlenmeyer jusqu'à ce que la couleur devienne rose persistante.
- Noter la valeur du volume de la solution de NaOH versée.
- Refaire le titrage 2 autres fois.

### Questions :

1. Sachant qu'à l'équivalence le nombre de moles de  $\text{OH}^-$  fourni par la soude est égal au nombre de moles de  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) fourni par l'acide lactique ( $\mathbf{C_aV_a = C_{NaOH}V_{NaOH}}$ ), déduire la concentration molaire  $C_{ac}$  de l'acide lactique dans le lait.
2. Calculer le poids de l'acide lactique contenu dans 1 litre de lait ( $C_m$  : concentration massique).
3. Déterminer le degré Dornic. Le lait peut être considéré comme frais si sa concentration en acide lactique est inférieure ou égale à  $18^\circ\text{D}$ .
4. Le lait étudié ici est-il frais ?
5. Où placeriez-vous ce lait sur l'échelle proposée ?

$<18^\circ\text{D}$	$18^\circ\text{D}-35^\circ\text{D}$	$35^\circ\text{D}-80^\circ\text{D}$	$>80^\circ\text{D}$
Le lait est frais à température ambiante et conserve sa fraîcheur en étant chauffé	Le lait est frais à température ambiante mais il caillera s'il est chauffé	Le lait caillera à température ambiante	Le lait est utilisé pour faire du yaourt

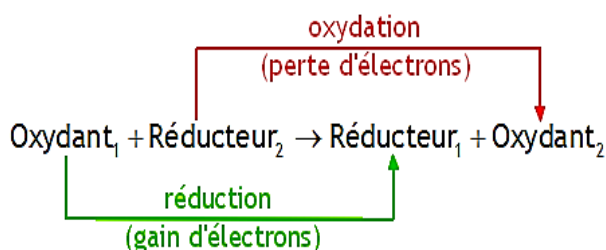
- Doser l'acidité du lait, c'est faire son bilan de santé. Cela nous dit s'il est frais et propre à la consommation, s'il est en train de tourner, ou s'il est déjà transformé et utile pour la fabrication d'autres produits comme les yaourts.

## TPn<sup>0</sup> 04 : Dosage d'oxydo-réduction : Manganimétrie

### IV.1. Contexte Théorique : (Demi-réaction du Permanganate)

Une **réaction d'oxydo-réduction** met en jeu des transferts d'électrons entre un oxydant et un réducteur.

- **Un oxydant**, noté Ox, est une entité chimique capable de capter un ou plusieurs électrons.
- **Un réducteur**, noté Red, est une entité chimique capable de céder un ou plusieurs électrons.

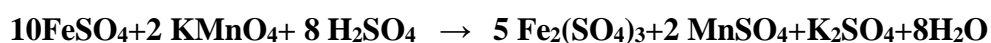


On appelle réducteur, l'espèce chimique qui perd un ou plusieurs électrons. Et un oxydant, l'espèce chimique qui capte un ou plusieurs électrons. Donc, la réduction correspond à la réaction de formation d'un réducteur et l'oxydation à la réaction de formation d'un oxydant. Ou bien, lors d'une réaction d'oxydo-réduction, le réducteur est oxydé et l'oxydant est réduit.

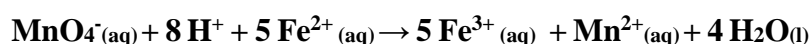
### Manganimétrie

Cette méthode est basée sur les réactions d'oxydation par permanganation. L'oxydation peut se produire dans une solution acide, alcaline ou neutre. Lorsque le  $\text{KMnO}_4$  agit comme agent oxydant dans une solution acide, le Mn septivalent qu'il contient se réduit en ions  $\text{Mn}^{2+}$  et un sel manganoux de l'acide utilisé se forme.

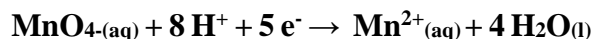
Par exemple, si  $\text{FeSO}_4$  est l'agent réducteur et s'il est oxydé en présence de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , la réaction est représentée par l'équation ;



Forme réduite :



La diminution de la valence du manganèse de 5 montre que la molécule de  $\text{KMnO}_4$  gagne 5 électrons, ce qui est également très clair dans l'équation suivante :



Il s'ensuit que l'équivalent du gramme de  $\text{KMnO}_4$  est le suivant :

$$\text{g-eq} = 158,03/5 = 31,61\text{g}$$

## IV.2. Objectifs

- Réaliser le dosage d'oxydo réduction d'une solution ( $\text{FeSO}_4$  de concentration inconnue par une solution de Permanganate de Potassium ( $\text{KMnO}_4$ ) préparée au laboratoire. de concentration connue.
- Déterminer la concentration exacte d'une solution de permanganate de potassium en utilisant une solution d'acide oxalique de concentration connue.

## IV.3. Partie expérimentale

### IV.3.1. Manipulation N°1- Dosage du permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ) par l'acide oxalique ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ) 0,075M

Le permanganate, étant un oxydant puissant et auto-indicateur, permet de doser facilement l'acide oxalique.

#### Matériel et Réactifs :

- Burette graduée de 25 mL et son support
- Erlenmeyers de 250 mL
- Pipette jaugée de 10 mL
- Cristalliseur (bain-marie)
- Bécher
- Agitateur magnétique (ou agitation manuelle)
- Solution de permanganate de potassium ( $\text{KMnO}_4$ ) à doser.
- Solution d'acide oxalique ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ ) de concentration connue 0,075 mol/L
- Acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) concentré ~2N
- Eau distillée

### Mode opératoire

- Rincez soigneusement la burette avec un peu de la solution de  $\text{KMnO}_4$ , puis remplissez-la avec cette même solution.
- Ajustez le zéro et laissez s'écouler un peu de solution dans un bécher pour chasser les bulles d'air de l'embout.
- À l'aide de la pipette jaugée, prélevez  $V_{\text{ac}} = 10,0 \text{ mL}$  de la solution d'acide oxalique et versez-les dans un erlenmeyer.
- Ajoutez **environ 5 mL d'acide sulfurique 2 N** dans l'erlenmeyer. ATTENTION : Manipulez l'acide avec précaution.
- Ajoutez **environ 20 mL d'eau distillée** pour faciliter l'agitation.
- Placez l'erlenmeyer dans un cristallisoir rempli d'eau chaude et portez le mélange réactionnel à environ  $60^\circ\text{C}$  pendant 3 min. Retirez-le du bain-marie et placez-le sous la burette.
- Débutez le titrage en faisant couler la solution de  $\text{KMnO}_4$  goutte à goutte dans l'erlenmeyer, **en agitant continuellement**.
- Arrêtez le titrage dès l'apparition d'une **légère coloration rose persistante**. Notez le volume  $V_1$  de  $\text{KMnO}_4$  versé.
- Répétez le titrage deux fois pour obtenir des mesures concordantes.

### Questions :

1. Quel est l'objectif principal de ce titrage entre le permanganate de potassium et l'acide oxalique ?
2. Écrivez les demi-réactions d'oxydo-réduction impliquées dans ce titrage et précisez les couples redox. Quelle est l'équation chimique globale de la réaction entre le permanganate de potassium et l'acide oxalique ?
4. Calculez la normalité, la molarité et la concentration massique de  $\text{MnO}_4^-$ .

### IV.3.2. Manipulation N°2- Dosage de FeSO<sub>4</sub> par KMnO<sub>4</sub>

#### Matériel et Réactifs

- Burette graduée avec son support
- Pipette jaugée
- Agitateur magnétique
- Erlenmeyer
- Entonnoir
- Bécher
- une solution de KMnO<sub>4</sub> (concentration connu Manip 1)
- une solution de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2N)
- une solution de FeSO<sub>4</sub> et l'eau distillée.

#### Mode opératoire

- Prélever dans un erlenmeyer 10ml de FeSO<sub>4</sub> de normalité inconnue N, ajouter environ 5 ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à 2N.
- Remplir la burette de la solution oxydante de KMnO<sub>4</sub> de normalité connue.
- Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante de KMnO<sub>4</sub> avec agitation. La première goutte de la solution de KMnO<sub>4</sub> en excès c'est-à-dire qui n'est plus réduite, colore la solution contenue dans l'erlenmeyer en rose persistant.
- Effectuer 2 essais de dosage.

#### Questions

1. Ecrire les demis réactions et la réaction globale du dosage.
2. Calculer normalité de (FeSO<sub>4</sub>) et en déduire sa concentration.
3. Pourquoi acidifier le sel de Mohr par H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ?
4. L'HCl ou l'acide HNO<sub>3</sub> à la place de l' H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ne conviennent pas cette réaction ? Expliquer.
5. Pourquoi on n'a pas utilisé un indicateur coloré ?

## TP n°05 : Dosage d'oxydo-réduction : Iodométrie

### V.1. Contexte Théorique (dosage indirect)

L'iodométrie est une méthode chimique où l'on fait appel au couple redox  $I_2/I^-$  pour réaliser un dosage indirect. Généralement, on utilise un thiosulfate pour doser le diiode formé.

La vitamine C, également connue sous le nom d'**acide ascorbique**( $C_6H_8O_6$ ), est une vitamine hydrosoluble qui joue un rôle important dans la santé humaine. Elle est impliquée dans la synthèse des globules rouges, le bon fonctionnement des systèmes nerveux et immunitaire, et la fabrication du collagène.

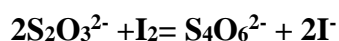
Les besoins quotidiens en vitamine C varient selon le sexe, l'âge et les conditions spécifiques, mais sont généralement estimés entre 60 et 100 mg par jour pour un adulte. Un verre de jus d'orange (150 mL) contient environ 40 mg de vitamine C.

Il est recommandé de consommer des aliments riches en vitamine C pour éviter une carence en vitamine C, une vitamine essentielle au bon fonctionnement du corps humain. Une supplémentation en vitamine C à des doses comprises entre 500 mg et 2 g/jour est indiquée dans toutes les circonstances cliniques citées, y compris la carence en vitamine C, la malnutrition, la malabsorption chronique et la nutrition parentérale non supplémentée,

On oxyde la vitamine C par un excès de diiode  $I_2$  selon la réaction d'oxydo réduction d'équation :



On réalise un titrage du diiode par le thiosulfate de sodium selon la réaction d'oxydo réduction d'équation:



Connaissant la quantité initiale de diiode introduit et la quantité de diiode restant en solution déterminée par le titrage on détermine la quantité de matière de vitamine C présente initialement.

### V.2. Objectifs

Déterminer la teneur en vitamine C (acide ascorbique) d'un jus d'orange pressé, par une méthode de dosage indirect par iodométrie, et comparer cette quantité à celle apportée par un comprimé de supplémentation

### V.3. Partie expérimentale

#### V.3.1. Manipulation : Dosage iodométrique de la vitamine C dans le jus d'orange

##### Matériel et Réactifs :

- Burette graduée de 25 mL et son support
- Erlenmeyers de 250 mL
- Pipette jaugée de 10 mL
- Éprouvette de 25 mL
- Bécher
- Agitateur magnétique
- Jus d'orange fraîchement pressé (environ 80 mL obtenus de 2 oranges)
- Une solution de diode  $I_2$  de concentration (0.02 mol/L)
- Solution Solution de thiosulfate de sodium ( $Na_2S_2O_3$ ) de concentration connue 0,01 mol/L

##### Mode opératoire :

- Presser deux oranges et obtenir 80ml de jus.
- Introduire dans un erlenmmeyer  $V_1=10$  mL de jus et  $V_2=20$  mL de solution de diode  $I_2$  de concentration (0.02 mol/L)
- Laisser le mélange sous agitation magnétique pendant 20 min afin d'assurer la transformation totale mais lente
- Titrer la diode  $I_2$  restant par une solution de thiosulfate de sodium ( $Na_2S_2O_3$ ) de concentration (0,01 mol/L)
- Noter le volume  $V_3$  de solution de thiosulfate de sodium utilisé pour atteindre l'équivalence.
- Refaire le titrage 2 autres fois.

##### Question

1. Ecrire l'équation de la réaction d'oxydation de l'acide ascorbique par le diiode.
2. Ecrire l'équation de la réaction de titrage du diiode par le thiosulfate de sodium.
3. Comparer la masse de vitamine c contenue dans le jus de deux oranges à celle d'une comprimé ?  $M_{vit C} = 176$  g / mol

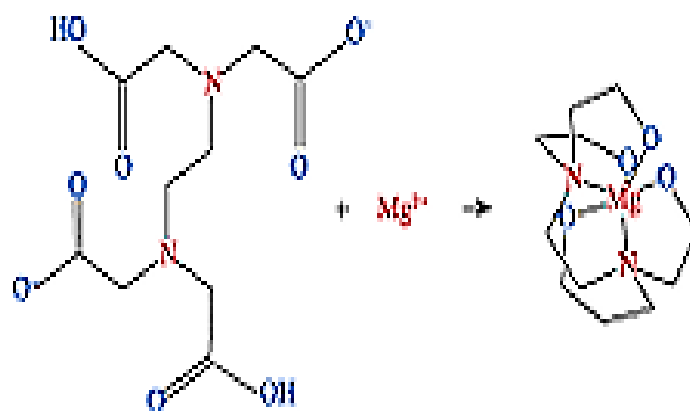
**TP n°6 : Titrage complexométrique :**  
**Application à la détermination de la concentration en ions magnésium et à**  
**l'évaluation de la dureté de l'eau**

### VI.1. Contexte Théorique et Objectifs

Le titrage complexométrique est une méthode analytique volumétrique largement utilisée pour déterminer la concentration d'ions métalliques dans une solution. Cette technique repose sur la formation de complexes stables entre un cation métallique et un agent chélatant, généralement un ligand polydentate. L'EDTA (acide éthylènediaminetétraacétique) est l'agent chélatant le plus couramment utilisé en raison de sa capacité à former des complexes très stables avec de nombreux cations métalliques.

Ce **TP vise à déterminer**, par titrage complexométrique à l'EDTA, les concentrations en ions magnésium ( $Mg^{2+}$ ) d'une solution de chlorure de magnésium et la dureté totale d'un échantillon d'eau (correspondant à la somme des concentrations en ions calcium ( $Ca^{2+}$ ) et magnésium ( $Mg^{2+}$ )).

Le principe du titrage de  $MgCl_2$  avec l'EDTA repose sur la réaction entre l'EDTA et les ions  $Mg^{2+}$ . À un pH approprié (environ 10), l'EDTA existe principalement sous sa forme active ( $Y^{4-}$ ), qui se lie aux ions  $Mg^{2+}$  pour former un complexe. L'indicateur NET noir d'ériochrome T change de couleur lorsque tous les ions  $Mg^{2+}$  sont complexés, signalant le point d'équivalence.



**La dureté de l'eau est** une mesure de la concentration des ions métalliques polyvalents présents dans l'eau, principalement **les ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ )**. Elle est exprimée en unités de concentration (mg/L ou mmol/L) ou en degrés de dureté.

- ✓ Les ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  proviennent de la dissolution de minéraux calcaires (calcaire, dolomie) dans les eaux souterraines et de surface.
- ✓ Plus la concentration de ces ions est élevée, plus l'eau est dite "dure".
- La dureté de l'eau peut entraîner des problèmes dans de nombreuses applications (formation de tartre dans les canalisations, difficultés de nettoyage, etc.).
- Une eau trop dure n'est donc pas souhaitable pour de nombreux usages domestiques et industriels.

En titrant l'échantillon d'eau par une solution d'EDTA, on peut déterminer la concentration totale en ions calcium ( $\text{Ca}^{2+}$ ) et magnésium ( $\text{Mg}^{2+}$ ), qui forment avec l'EDTA des complexes très stables.

### Degrés de dureté de l'eau

La dureté de l'eau peut être exprimée selon différentes unités de mesure :

<b>Degrés français (°f ou °fH)</b>			
<b>1 °f = 10 mg de <math>\text{CaCO}_3</math> par litre d'eau</b>			
Eaux douces	Eaux moyennement dures	Eaux dures	Eaux très dures
0-7 °f	7-15 °f	15-30 °f	> 30 °f

<b>Degrés Millimoles par litre (mmol/L)</b>			
<b>1 mmol/L = 100 mg de <math>\text{CaCO}_3</math> par litre d'eau</b>			
Eaux douces	Eaux moyennement dures	Eaux dures	Eaux très dures
0-0,7 mmol/L	0,7-1,5 mmol/L	1,5-3,0 mmol/L	> 3,0 mmol/L

## VI .2. Partie Expérimentale

### VI .2.1. Manipulation 1 : Titrage de $Mg^{2+}$ avec l'EDTA

#### Produits et Réactifs

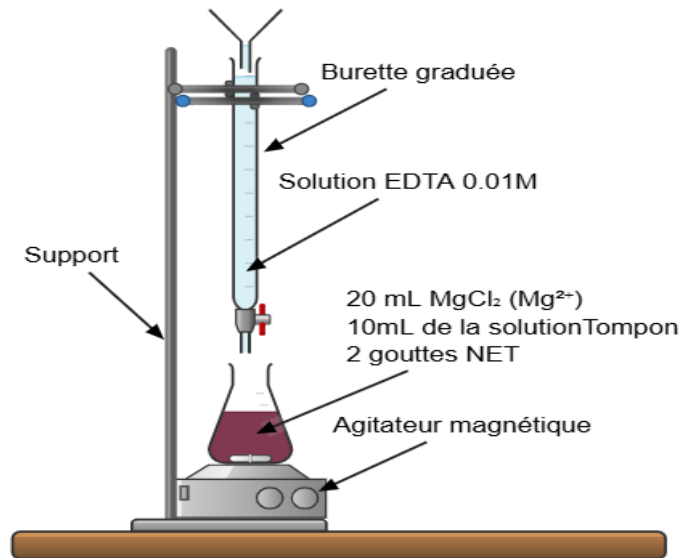
- $MgCl_2$  : Chlorure de magnésium, solution standard.
- EDTA : Solution de 0,01 mol/L.
- Tampon ammoniacal : (préparé en mélangeant une solution d'ammoniac concentrée et de chlorure d'ammonium pour ajuster le pH à 10.
- Indicateur NET noir d'ériochrome T.
- Eau distillée

#### Matériel Nécessaire

- Fiole jaugée de 250 mL.
- Pipette de 25 mL.
- Erlenmeyer
- Burette.
- Agitateur magnétique.

#### Mode Opératoire

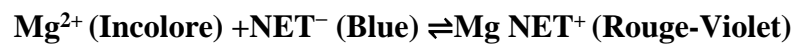
- Dans un erlenmeyer, pipeter 25 mL de la solution de  $MgCl_2$  préparée.
- Ajouter quelques gouttes de l'indicateur NET noir d'ériochrome T. (La solution devrait devenir rouge-violet en raison de la formation du complexe Mg-NET).
- Ajouter 10 mL de tampon ammoniacal pour ajuster le pH à 10. Cela permet à l'EDTA d'exister principalement sous sa forme active  $Y^{4-}$ , favorisant la complexation avec les ions  $Mg^{+2}$ .
- Remplir la burette avec la solution d'EDTA.
- Commencer à ajouter l'EDTA goutte à goutte à la solution de  $MgCl_2$  tout en agitant doucement.
- Observer attentivement le changement de couleur. La couleur passera du rouge-violet au bleu pur lorsque tout le  $Mg^{2+}$  sera complexé par l'EDTA, indiquant le point d'équivalence.
- Noter le volume d'EDTA utilisé pour atteindre le point d'équivalence.
- Répéter le titrage au moins deux fois pour obtenir des résultats fiables.



**Figure 1.** Montage pour le dosage des ions  $Mg^{2+}$  par EDTA.

### Équations des Réactions

- Formation du complexe avec NET :



- Complexation avec EDTA :  $Mg^{2+} + Y^{4-} \rightleftharpoons MgY^{2-}$
- Libération du NET :



### **Question**

- Comment calcule-t-on la concentration en ions magnésium à partir des données du titrage ?

### **VI .2.2. Manipulation II : Le dosage de la dureté de l'eau par complexométrie**

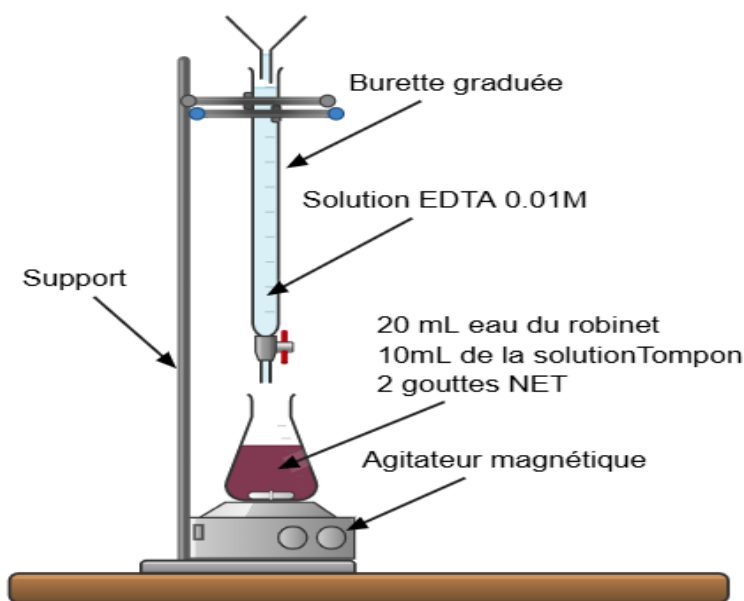
#### **Matériel nécessaire**

- Bécher de 250 mL
- Pipette de 20 mL
- Burette
- Solution d'EDTA à 0,01 mol/L
- Indicateur noir d'ériochrome T
- Tampon ammoniacal pour obtenir un pH de 10
- Eau à analyser (eau du robinet ou autre)

- Agitateur magnétique

### Mode opératoire

- Mesurer 20 mL d'eau à analyser et verser dans un bécher.
- Ajouter environ 10 mL de tampon ammoniacal pour ajuster le pH à 10.
- Ajouter quelques gouttes de l'indicateur noir d'ériochrome T. La solution doit devenir rouge en présence des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ .
- Remplir la burette avec la solution d'EDTA à 0,01 mol/L.
- Titrer lentement l'échantillon en ajoutant l'EDTA goutte à goutte tout en agitant.
- Observer le changement de couleur : lorsque la couleur rouge disparaît et que la solution devient bleue, cela indique que tous les ions calcium et magnésium ont été complexés.
- Noter le volume d'EDTA utilisé.



Montage pour le dosage des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  dans l'eau du robinet par EDTA.

### Questions

- Calculer la quantité de matière d'EDTA utilisée
- Calculer la concentration des ions calcium et magnésium dans l'échantillon
- Calculer la dureté en degrés hydrotimétriques ( $^{\circ}\text{TH}$ )

## **TP n°7 : Dosage par précipitation**

### **Dosage des Ions Chlorure par la Méthode de Mohr**

#### **VII.1. Contexte Théorique (la Méthode de Mohr)**

##### **Principe de la Méthode de Mohr**

La méthode de Mohr est un dosage argentimétrique utilisé pour déterminer la concentration d'ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) dans une solution. Ce procédé repose sur une réaction de précipitation entre les ions argent ( $\text{Ag}^+$ ) et les ions chlorure, formant un précipité blanc de chlorure d'argent ( $\text{AgCl}$ ). La réaction chimique est la suivante :



##### **Indicateur de Fin de Réaction**

Pour déterminer le point d'équivalence, un indicateur est nécessaire. Dans ce cas, le chromate de potassium ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) est utilisé. Lorsque tous les ions chlorure ont réagi, tout ajout supplémentaire d'ions argent entraîne la formation d'un précipité rouge-brun de chromate d'argent ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ), signalant ainsi la fin du titrage :



La méthode nécessite **un pH compris entre 4 et 10,5** pour éviter la formation d'hydroxyde d'argent dans des solutions trop basiques ou la conversion du chromate en dichromate dans des solutions trop acides.

#### **VII.2. Objectifs**

L'objectif de ce TP est de déterminer la concentration en ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ) dans une solution à l'aide d'une titration avec une solution de nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$ ) et d'un indicateur de chromate de potassium ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ).

## VII.3. Partie Expérimentale

### VII.3.1. Manipulation : Dosage des Ions Chlorure par la Méthode de Mohr

#### Matériels et Réactifs

- Solution contenant des ions chlorure NaCl de concentration inconnu
- Solution de nitrate d'argent à 0,01 mol/L
- Solution de chromate de potassium 5%
- Burette avec support
- Erlenmeyer
- Pipette graduée (10 mL ou 25 mL)
- Bécher
- Agitateur magnétique ou tige en verre

#### Mode Opérateur

- Prélever 20 mL de la solution de chlorure de sodium à l'aide d'une pipette et le verser dans un erlenmeyer propre puis ajouter environ 1 mL de solution de chromate de potassium. La solution doit prendre une teinte jaune clair.
- Remplir la burette avec la solution de nitrate d'argent à 0,01 mol/L.
- Ajouter goutte à goutte la solution de nitrate d'argent à la solution de chlorure de sodium tout en agitant continuellement l'erlenmeyer, Le précipité blanc de chlorure d'argent va se former.
- Continuer l'ajout jusqu'à l'apparition d'une coloration rouge brique persistante due à la formation de chromate d'argent ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ). Ce changement de couleur indique que tous les ions chlorure ont réagi.
- Noter le volume de solution de nitrate d'argent versé à l'équivalence ( $V_{\text{eq}}$ ).

#### Question

- 1- Pourquoi utilise-t-on le chromate de potassium comme indicateur ?
- 2- Comment préparer une solution de chromate de potassium à 5% ?
- 3- Quel est le rôle des ions argent dans cette méthode ?
- 4- Quelles sont les conditions optimales pour utiliser cette méthode ?
- 5- Comment déterminer la concentration massique en ions chlorure à partir des résultats obtenus ?

## REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES

### Ouvrage généraux de chimie analytique

1. Arnaud, P., Rouquerol, F., Chambaud, G., Lissillour, R., Boucekkine, A., Bouchet, R., ... & Hornebecq, V. (2013). Les cours de Paul Arnaud-Chimie générale-7e édition du cours de chimie physique: Cours avec 330 questions et exercices corrigés et 200 QCM. Dunod.
2. Christian, G. D., Dasgupta, P. K., & Schug, K. A. (2013). Analytical chemistry. John Wiley & Sons.
3. Harris, D. C. (2010). Quantitative chemical analysis. Macmillan.
4. Skoog, D. A., & West, D. M. (2015). Chimie analytique. De Boeck Supérieur.

### Chimie experimentame et technologique de laboratoire

1. Burrows, A., Holman, J., Lancaster, S., Overton, T., Parsons, A., Pilling, G., & Price, G. (2021). Chemistry3: Introducing inorganic, organic and physical chemistry. Oxford university press.
2. Housecroft, C. E., & Constable, E. C. (2010). Chemistry: an introduction to organic, inorganic and physical chemistry. Pearson education.
3. Day, Jr (RA), & Underwood, A. L. (1991). Quantitative analysis. Prentice-Hall.
4. Mendham, J., Denney, R. C., Barnes, J. D., & Thomas, M. J. K. (2000). The glass electrode. Vogel's quantitative chemical analysis, 6th ed. New York: Prentice Hall.

### Titration acido basique

1. Atkins, P., & Jones, L. (2007). Chemical principles: The quest for insight. Macmillan.
2. PETRUCCI, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). General Chemistry: Principles and Modern Applications. 11 eded.
3. Ebbing, D. D., & Gammon, S. D. (2019). General Chemistry: Principles and Modern Applications.

### Dosage redox (manganimétrie et iodométrie)

1. Kolthoff, I. M., & Sandell, E. B. (1952). Textbook of quantitative inorganic analysis.
2. Basset, J., Denney, R. C., Jeffery, G. H., & Mendham, J. (1978). Vogel's textbook of quantitative inorganic analysis. Longmann Group Ltd.: New York, 319.
3. Jeffery, G. H. (2022). Vogel's Textbook of Quantitative Chemical Analysis 5th Ed.

### **Titration complexométrique et dureté de l'eau**

1. Ringbom, A. (1963). Complexation in analytical chemistry. A Guide for the Critical Selection of Analytical Methods Based on Complexation Reactions. Interscience Publishers, 6-12.
2. Rouessac, F., Rouessac, A., Cruché, D., Duverger-Arfulso, C., & Martel, A. (2016). Analyse chimique-8e éd.: Méthodes et techniques instrumentales. Dunod.
3. Yun-Qing, X., & Hai-Zeng, W. (2019). Sodium Magnesium Fluoride Particles of Different Morphologies: Prepared by EDTA-assisted Hydrothermal Method. JOURNAL OF INORGANIC MATERIALS, 34(9), 933-937.
4. Schwarzenbach, G., & Flaschka, H. (1969). Complexometric Titrations.

### **Titration par précipitation (méthode de Mohr)**

1. Dean, J. A. (1995). Analytical chemistry handbook
2. Kolthoff, I. M., Belcher, R., Stenger, V. A., & Matsuyama, G. (1957). Volumetric analysis. Volume 3. Titration methods: oxidation-reduction reactions.





### **Sécurité et bonnes pratiques de laboratoire**

1. Christian, G. D., Dasgupta, P. K., & Schug, K. A. (2013). Analytical chemistry. John Wiley & Sons.
2. Furr, A. K. (2000). CRC handbook of laboratory safety. CRC press.
3. Heiden, P. G. (2011). Prudent practices in the laboratory: handling and management of chemical hazards. CHOICE: Current Reviews for Academic Libraries, 49(4), 710-711.
4. Abbas, M., Zakaria, A., Balkhyour, M. M., & Kashif, M. (2016). Chemical safety in academic laboratories: an exploratory factor analysis of safe work practices & facilities in a university. Journal of Safety Studies, 2(1).

## ANNEXES

### Annexe 1 : Fiches techniques des produits chimiques

Cette fiche détaille les propriétés et les consignes de sécurité pour tous les produits utilisés lors des TP.

<b>Produit / Pictogramme</b>	<b>Danger</b>	<b>Précautions de sécurité IMPÉRATIVES</b>
<p><b>Chlorure de Sodium (NaCl)</b> CAS : 7647-14-5 M= 58.44 g/mol</p>	Aucun	Manipuler avec les règles d'hygiène de base. Éviter le contact avec les yeux.
<p><b>Acide Chlorhydrique (HCl)</b> CAS : 7647-01-0 M= 36.46 g/mol</p> 	Provoque des brûlures graves, Irritant respiratoire.	Porter des gants/vêtements/lunettes En cas de contact avec les yeux : rincer avec précaution <b>SOUS HOTTE</b> . Ne jamais verser l'eau dans l'acide. Corrosif pour les métaux.
<p><b>Hydroxyde de Sodium (NaOH)</b> CAS : 1310-73-2 M= 40.00 g/mol</p> 	Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves	Contact yeux : Rincer immédiatement à grande eau pendant 15 min. Consulter un ophtalmologue
<p><b>Acide Sulfurique (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)</b> CAS : 7664-93-9 M= 98.08 g/mol</p> 	Brûlures graves	Réagit violemment avec l'eau (fort dégagement de chaleur). Toujours verser l'acide dans l'eau.
<p><b>Permanganate de Potassium (KMnO<sub>4</sub>)</b> CAS : 7722-64-7 M=158.03 g/mol</p> 	Peut aggraver un incendie Nocif en cas d'ingestion Très toxique pour les organismes aquatiques	À l'écart des matières combustibles et des réducteurs. Tache la peau et les vêtements en brun

<p><b>Sulfate de Fer(II)</b> (FeSO<sub>4</sub>) CAS : 7782-63-0 M= 278.01 g/mol</p> 	<p>Nocif par ingestion, Irritant</p>	<p>Éviter le contact avec la peau. Se laver les mains après utilisation</p>
<p><b>Acide Oxalique</b> (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>) CAS : 144-62-7 M=126.07 g/mol</p> 	<p>Nocif par ingestion/cutané Lésions oculaires</p>	<p>Éviter tout contact. L'acide oxalique est un toxique systémique (reins).</p>
<p><b>Diode (I<sub>2</sub>)</b> CAS : 7553-56-2 M=253.81 g/mol</p> 	<p>Nocif contact/inhalation Thyroïde</p>	<p>Sublime facilement (vapeurs violettes). Utiliser sous hotte.</p>
<p><b>Thiosulfate de Sodium (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)</b> CAS : 10102-17-7 M=248.18 g/mol</p> 	<p>Non classé dangereux selon le SGH</p>	<p>Peut irriter les yeux et les voies respiratoires (poussières).</p>
<p><b>Sulfate de Cuivre</b> (CuSO<sub>4</sub>) CAS : 7758-99-8 M=249.68 g/mol</p> 	<p>Nocif Très toxique organismes aquatiques</p>	<p>Ne pas jeter à l'évier. Récupérer dans le bidon "Sels métalliques".</p>
<p><b>Nitrate d'Argent</b> (AgNO<sub>3</sub>) CAS : 7761-88-8</p> 	<p>Brûlures Provoque des taches noires indélébiles sur la peau (réduction en Ag métallique)</p>	<p>Manipulation exclusive sous hotte avec EPI complets (gants, lunettes, blouse</p>

<p><b>Chromate de Potassium (K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>)</b>  <b>CAS : 7789-00-6</b>  M=194.19g/mol</p> 	<p>Toxique  Peut provoquer le cancer  Anomalies génétiques</p>	<p>Manipuler impérativement avec gants et lunettes. Éviter toute inhalation de poudre</p>
<p><b>EDTA (Sel disodique)</b>  <b>CAS : 6381-92-6</b>  M=372.24 g/mol</p> 	<p>Nocif par inhalation  Risque présumé d'effets graves pour les organes</p>	<p>Ne pas respirer les poussières</p>
<p><b>Phénolphtaléine</b>  <b>CAS : 77-09-8</b></p> 	<p>Susceptible de provoquer le cancer et des anomalies génétiques</p>	
<p><b>Noir Ériochrome T (NET)</b>  <b>CAS : 1787-61-7</b></p> 	<p>Irritation des yeux</p>	<p>Manipuler avec précaution.  Porter des gants de laboratoire, des lunettes de sécurité et une blouse.  Éviter de respirer les poussières.</p>
<p><b>Bleu de Bromothymol (BBT)</b></p> 	<p>Non classé dangereux aux concentrations usuelles.</p>	

## Annexe 2 : Programme Pédagogique (Socle Commun)

### Semester : 1

**Course Code:** MU 1

**Course Title:** Chemistry Lab Sessions 1

#### Course Objectives:

- Introduce students to safe laboratory practice in chemistry.
- Teach basic chemistry laboratory techniques and the use of measuring instruments.

#### Prerequisites:

A solid understanding of physical sciences at the secondary school level.

#### Syllabus:

- Safety rules and introduction to chemistry lab work
- Preparation of a solution
- Determination of molar mass
- Acid-base titrations
- Redox titrations

#### Assessment Method:

Continuous assessment: 50% – Final exam: 50%

#### References (books and handouts, websites, etc.):

- Y. JEAN, *Structure électronique des molécules : 1 de l'atome aux molécules simples* 3<sup>ème</sup> Ed, Dunod, Paris, (2003).
- M. GUYMONT, *Structure de la matière* ; Belin Coll., Paris, (2003).
- M. KARAPETIANTZ, *Constitution de la matière*, Ed. Mir, Moscou, (1980).