

République Algérienne Démocratique Et Populaire
Ministère De L'Enseignement Supérieur Et De La Recherche
Scientifique



Université Mohammed Boudiaf M'sila

Faculté Des Sciences

Département De Chimie



UEM Chimie 1
(Travaux Pratiques De Chimie 1)

Réalisé par :

Dr. Chabani Sonia

2016-2017

AVANT PROPOS

Ce recueil de travaux pratiques s'adresse aux étudiants de la 1ère année tronc commun. L'objectif de ce module de chimie est de connaître en premier lieu les règles de sécurité au laboratoire et aussi fournir les bases nécessaires à la compréhension des réactions en solution aqueuse, en mettant l'accent en particulier sur les réactions acido-basiques et les réactions d'oxydo-réduction. Les connaissances et les outils acquis au cours de cet enseignement seront utilisés dans un grand nombre de domaines comme la biochimie, la toxicologie et de la sécurité alimentaire et bien entendu la chimie.

Chaque travail pratique est accompagné de renseignements théoriques et des questions sont proposées, afin de contrôler l'acquisition et l'assimilation des connaissances.

Le but de ce recueil est d'habituer les étudiants à fournir une activité purement personnelle ; il est donc nécessaire à tout étudiant de connaître parfaitement le côté théorique avant d'exécuter les travaux pratiques proposés.

Sommaire

Comment rédiger un compte-rendu?	1
TP n° 01 : Sécurité au laboratoire & Matériels utilisés au laboratoire	3
TP n° 02 : Préparation de solutions	9
Volumétrie	15
TP n° 03 : Dosage d'un acide fort par une base forte	17
TP n° 04 : Dosage par oxydo-réduction	21
TP n° 05 : Dosage par précipitation	24
Références	

Comment rédiger un compte-rendu?

Un compte-rendu de travaux pratiques est le premier document scientifique que vous êtes amenés à rédiger. A ce titre, il doit être écrit dans un style propre à la science, c'est-à-dire de manière concise et claire en évitant toute forme de style littéraire. Le langage scientifique possède des termes ayant un sens précis et sans équivoque, il faut les utiliser au besoin sans en abuser. Un terme mal choisi peut parfois modifier totalement le sens d'une phrase ou la rendre incompréhensible.

La structure d'un compte-rendu de travaux pratiques comprend : un titre, une introduction, une partie théorique, une partie sur la description du protocole expérimental, les résultats, leur interprétation et une conclusion.

1. L'introduction

Elle présente brièvement l'objectif des travaux pratiques. Bien évidemment, il est inutile de reprendre l'introduction du protocole. Cette partie est très importante car une introduction bien rédigée qui présente clairement l'intérêt de la manipulation donne au lecteur une impression favorable pour la suite.

2. Partie théorique

Dans cette partie, on présente le principe de l'expérience que l'on a réalisé (sans forcément recopié intégralement le polycopié). Il s'agit souvent d'une loi physique qui est appliquée pour une méthode d'analyse. Il faut alors présenter l'équation (forme mathématique de la relation entre les grandeurs physiques) les paramètres (grandeurs physiques maintenues constantes au cours de l'expérience) et les variables de l'expérience. Il ne faut pas omettre alors de donner les valeurs des constantes physiques dans les unités de mesure ou de calcul.

3. La description de la manipulation

On décrit dans cette partie ce qui est réalisé pendant la manipulation et le matériel utilisé. Le plus souvent un simple schéma permet d'identifier chaque élément du montage effectué. Cette description doit permettre à une personne qui n'a pas réalisé cette expérience

d'avoir tous les éléments nécessaires pour la reproduire. Il faudra en particulier dans le cas d'un titrage, préciser les concentrations des solutions utilisées et le volume de prise.

4. Les résultats

Les résultats expérimentaux pourront être présentés:

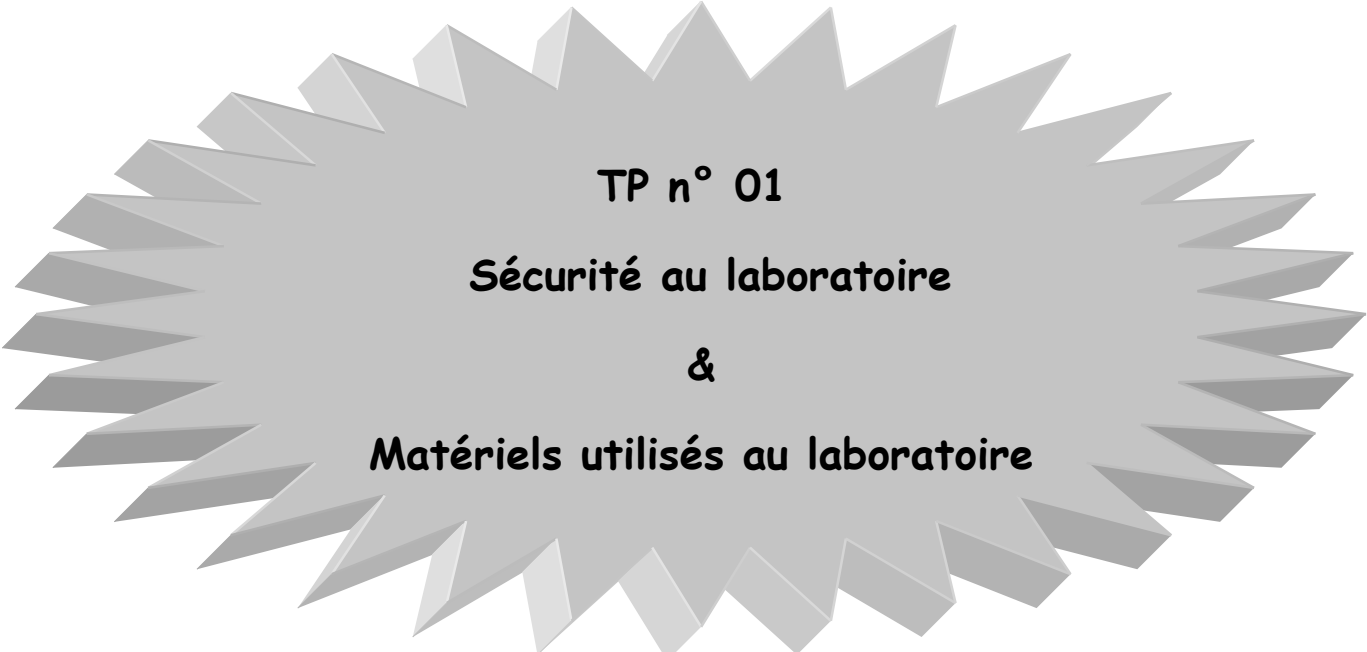
- Sous forme de schémas, graphiques ou tableaux, pour mettre en évidence, par exemple, une relation entre deux variables d'une mesure. Les figures ou tableaux seront suivies d'un titre et d'une légende explicative ;
- Ou bien des calculs sont effectués, il ne faut pas oublier les unités. Il faut toujours vérifier les calculs, en s'assurant que la valeur trouvée est raisonnable. Le résultat final est souligné ou encadré.

Toute expérience scientifique est suivie d'une interprétation. Dans le cas des travaux pratiques de chimie, il faudra donner les réactions chimiques mises en jeu et les commentaires indispensables sur l'expérience. Si vous avez des questions dans votre fiche de TP, vous devez y répondre car elles sont là pour vous guider.

5. Conclusion

Le compte-rendu se termine par une conclusion qui doit, en quelques lignes, indiquer :

- Si les hypothèses de départ sont validées ou non ;
- Dire si l'objectif est atteint ;
- Proposer une réponse au problème posé ;
- Comparer les résultats que vous avez obtenus à ceux de la littérature



TP n° 01

Sécurité au laboratoire

&

Matériels utilisés au laboratoire

TP n° 01 : Sécurité au laboratoire & Matériels utilisés au laboratoire

1. Introduction

Le travail en laboratoire et particulièrement dans un laboratoire de chimie, requiert l'utilisation de la verrerie fragile (erlen, pipette, burette...), des appareils de chauffage (plaque chauffante, ...) et la manipulation de produits chimiques qui peuvent être toxiques, inflammables ou explosifs. L'exécution de ces travaux peut donc être à l'origine d'accidents ou d'intoxications graves dont les effets sont immédiats ou insidieux. Il est impératif pour la sécurité des personnes et du matériel que tout le personnel de laboratoire devrait connaître et appliquer rigoureusement les règlements de sécurité, être au courant des implications et des risques associés à la manipulation en cours et être capable d'intervenir efficacement en cas d'accident ou d'incendie.

2. Règles de sécurité lors des TP de chimie

Il est indispensable de respecter les directives générales de sécurité applicables à tout laboratoire.

❖ Protection du corps

- Le port de la **blouse** en coton est **obligatoire** ;
- Les étudiants doivent manipuler avec la blouse fermée ;
- Tous les vêtements flottants (écharpes ou autres) doivent être enlevés;
- Eviter les chaussures trop ouvertes, les collants ou les mi-bas en nylon;
- Les cheveux longs doivent être attachés.

❖ Protection des mains

- Utiliser des gants appropriés si la manipulation le nécessite ;
- Protéger les plaies éventuelles avec du sparadrap ;
- Toujours se laver les mains après avoir manipulé avec un produit chimique et en fin de TP.

❖ Protection des yeux

- Pour certaines manipulations, même les personnes portant des lunettes correctives doivent se munir de lunettes de protection supplémentaires ;
- Le port des lentilles de contact est déconseillé.

❖ **Protection des voies respiratoires**

- Toute manipulation dangereuse doit être réalisée sous une hotte ventilée, avec vitres protectrices ;
- Le pipetage à la bouche est à proscrire, même pour des produits réputés peu nocifs.

❖ **Comportement durant la séance de TP**

- Les étudiants ne doivent pas s'habiller devant les paillasses mais au fond de la salle;
- Les habits et les sacs ne doivent pas être mis sur ou à côté des paillasses. Ils doivent être accrochés à un endroit où ils ne risquent rien ;
- Les étudiants ne doivent prendre que le minimum d'affaires sur la paillasse ;
- Ne pas y introduire aliments ou boisson au laboratoire ;
- Les étudiants doivent toujours manipuler debout, les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous la paillasse afin de ne pas encombrer les allées ;
- Ne pas se toucher le visage ou toute autre partie du corps au cours de la manipulation ;
- A la fin de chaque TP, il convient de nettoyer le matériel ("vaisselle") et la paillasse puis de tout ranger.

3. Consignes à suivre en cas d'accident

Dans le laboratoire les accidents suivants peuvent se produire : brûlures thermiques, brûlures chimiques, coupure, incendie, projections sur les yeux...etc.

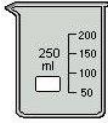
- ❖ **Brûlure thermique** : il faut rincer immédiatement sous un filet d'eau froide, 15 minutes minimum et garder les vêtements collés à la peau ;
- ❖ **Brûlure chimique** : Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide et enlever les vêtements contaminés ;
- ❖ **Produit avalé** : Rincer la bouche, ne pas faire boire ni vomir ;
- ❖ **Projection dans l'œil** : Laver immédiatement l'œil avec de l'eau pendant au moins quinze minutes à l'aide du bain oculaire ou d'un autre appareil conçu pour cet usage. Pour le lavage, on doit tenir l'œil ouvert, le faire rouler constamment en rinçant abondamment la muqueuse des paupières ;
- ❖ **Incendie** : Etouffer le feu en allongeant la personne par terre et la couvrir avec la couverture anti-feu ;
- ❖ **Inhalation d'un gaz irritant ou toxique** : Faire sortir et respirer de l'air frais, ouvrir les fenêtres ;
- ❖ **Coupure** : Comprimer localement pour arrêter l'hémorragie, faire asseoir et rassurer.

4. Les pictogrammes utilisés sur les étiquettes produits chimiques

L'étiquette mise sur un récipient contenant une substance chimique, comporte soit des informations relatives aux risques inhérents à cette substance ou associés à sa manipulation, soit des conseils de prudence ou de premiers soins. Ces informations peuvent prendre les formes suivantes :

Symbole	Signification	Description des risques
	T Toxique T+ Très Toxique	Produits qui, par inhalation, ingestion ou pénétration cutanée en petites quantités, entraînent la mort ou des effets aigus ou chroniques.
	C corrosif	Produits pouvant exercer une action destructive sur les tissus vivants.
	F Facilement inflammable F+ Extrêmement inflammable	Produits pouvant s'enflammer facilement en présence d'une source d'inflammation à température ambiante. Produits pouvant s'enflammer très facilement en présence d'une source d'inflammation même en dessous de 0°C.
	O Comburant	Produits pouvant favoriser ou activer la combustion d'une substance combustible.
	E Explosif	Ce sont des liquides ou des solides capables d'exploser sous l'action d'un choc, d'un frottement, d'une flamme ou de chaleur.
	N Dangereux pour l'environnement	Produits qui peuvent présenter un risque immédiat ou différé pour l'environnement (par exemple provoquer une pollution des eaux naturelles et de l'air).

5. Matériels utilisés au laboratoire :



Bécher

Le bécher est le récipient classique en chimie, les situations où l'on peut l'employer sont si nombreuses qu'il est inutile de les répertorier.



Erlenmeyer

L'erenmeyer est le récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue, c'est pourquoi on l'utilise pour des dosages colorimétriques par exemple. Son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité.



Tube à essais

Le tube à essais est généralement utilisé pour des tests sur des faibles quantités de solution. Il peut être muni d'un bouchon pour agiter le contenu.

Si on chauffe le contenu du tube, il ne faut pas remplir plus du tiers du tube et placer la pince proche de l'ouverture. L'ouverture du tube doit être toujours dirigée vers un écran de protection car il existe des risques de projection de liquide brûlant.



Eprouvette

L'éprouvette graduée permet de mesurer avec une bonne précision, un volume donné de solution.



Pissette

La pissette permet de rincer la verrerie et de compléter précisément les fioles jaugées jusqu'au trait de jauge.



Verre de montre

Le verre de montre sert généralement de support lorsque l'on désire peser sur une balance un solide en poudre. On peut aussi s'en servir pour couvrir momentanément un bécher de manière à limiter l'évaporation du liquide qui s'y trouve.



Propipette

La propipette (Poire) s'adapte sur une pipette jaugée ou graduée et sert à y créer une dépression. Cette dépression permet au liquide pipeté de monter dans la pipette comme dans une paille.



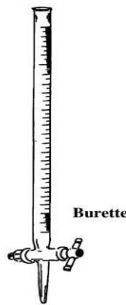
Entonnoir

L'entonnoir permet de verser un liquide dans un flacon à col étroit en évitant les pertes. Il permet aussi d'introduire une poudre dans une fiole jaugée, par exemple lors d'une dissolution.



Fiole jaugée

La fiole jaugée permet de préparer par dissolution un volume précis d'une solution aqueuse de concentration connue.



Burette

La burette sert à verser un volume précis de liquide. Elle est principalement utilisée lors des dosages.

Après utilisation, la burette doit être rincée puis remplie d'eau distillée. Avant chaque utilisation elle doit être rincée une fois avec la solution que l'on veut y introduire.



Pince en bois

La pince en bois permet de saisir des corps chauds, notamment des tubes à essais chauffés au bec bunsen.



Une pipette est un outil qui sert à prélever un volume précis d'une solution.

Pipette



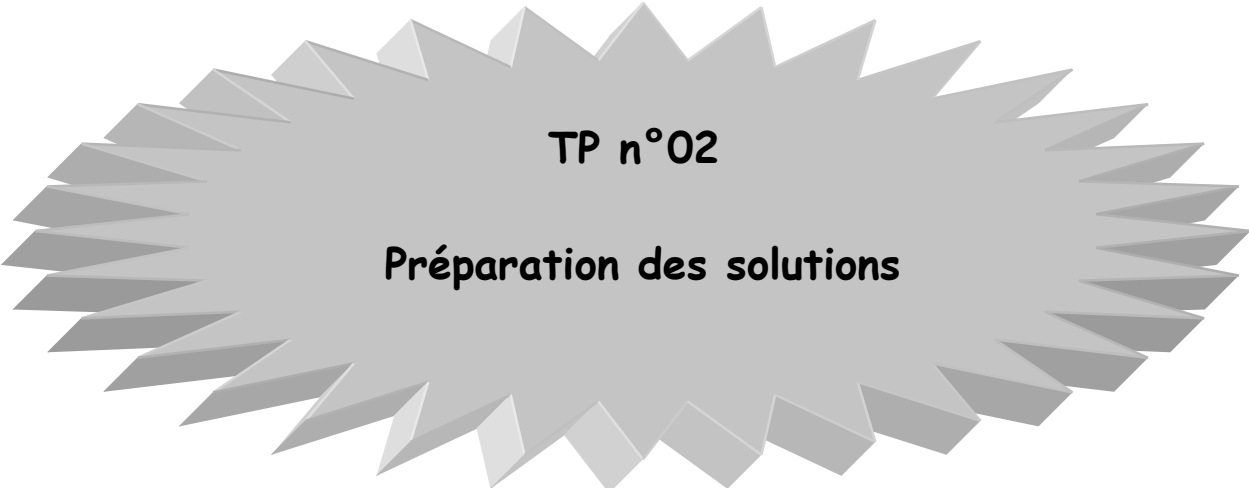
Un bec Bunsen est un appareil de laboratoire destiné à produire une flamme ouverte avec du gaz combustible afin de chauffer des préparations, stériliser du matériel ou brûler des substances.

Bec bunsen



Une spatule est un outil permettant de prélever une quantité de matière, par exemple de produit chimique.

Spatule



TP n°02

Préparation des solutions

TP n°02 : Préparation des solutions

1) Définitions

- **Une solution**: est un mélange liquide homogène des molécules d'un liquide (solvant) et d'un solide (soluté), d'un gaz, d'un autre liquide dans les proportions variables et sans qu'il y ait une réaction chimique.

$$\text{Solution} = \text{Soluté} + \text{Solvant.}$$

- **Un solvant**: est un liquide qui dissout les substances chimiques, en générale, c'est l'eau.
- **Un soluté**: est la substance chimique dissoute dans le solvant.
- **Concentration** : On appelle la concentration de la solution la quantité de soluté contenue dans l'unité de volume ou de masse de la solution.

- a) **La concentration massique (g/l)**: La concentration massique d'une solution est la masse de soluté contenue dans un litre de cette solution. On la note **C_m** et son unité est le g.l⁻¹. La concentration massique est appelée aussi Titre massique.

$$C_m = \frac{m_x}{V}$$

m_x : masse du soluté x (g).

V : volume de la solution (l).

- b) **La concentration molaire (Molarité M)**: C'est le nombre de moles (n) de soluté X contenu dans un litre de solution (V). La concentration molaire a donc pour unité la mol.L⁻¹.

$$M = \frac{n_x}{V} = \frac{m_x}{M_x \times V}$$

M_x : masse molaire du soluté x.

n_x : nombre de mole de soluté x.

- c) **La concentration normale (Normalité N)** : C'est le nombre d'équivalent-gramme de soluté x contenu dans un litre de solution. La normalité a pour unité : éq.g/l ou N.

$$N = M \times Z$$

M : molarité.

Z : le nombre d'équivalent gramme.

L'équivalent-gramme dépend du type de réaction chimique considérée :

- L'équivalent gramme des acides : c'est le nombre de moles de H⁺ ;

- L'équivalent gramme des bases : c'est le nombre de moles de OH^- ;
- L'équivalent gramme des réactions oxydo-réduction : c'est le nombre de moles d'électrons échangés.

d) Le pourcentage massique %: C'est le rapport de la masse du composé X (soluté) contenue dans 100 grammes de solution.

$$\% = \frac{m_x}{m \text{ solution}}$$

2) Partie expérimentale :

❖ Préparation d'une solution à partir d'un solide :

But : Préparation d'une solution par dissolution d'un solide.

Matériels et produits :

Matériels	Produits
Spatule	Eau distillée
entonnoir	Hydroxyde de sodium (NaOH)
fiole jaugée	
1 bouchon pour la fiole jaugée	
Verre de montre	
Balance	

Mode opératoire : (voir le schéma 1)

- 1) Choisir la fiole jaugée dont le volume convient
- 2) verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée (ce qui permet d'éviter des projections dangereuses, en particulier quand on manipule des acides).
- 3) peser la quantité de solide nécessaire :
 - a) allumer la balance ;
 - b) poser le verre de montre sur la balance ;
 - c) faire la tare, c-à-d remettre à « zéro » ;
 - d) à l'aide d'une spatule, verser la quantité nécessaire de solide dans le verre de montre.

- 3) Placer l'entonnoir sur la fiole et verser le solide dans la fiole
- 4) rincer le verre de montre et l'entonnoir avec un peu d'eau distillée, et la rajouter à celle déjà versée dans la fiole jaugée.
- 5) Ajouter de l'eau distillée jusqu'au $\frac{3}{4}$ environ de la fiole
- 6) boucher la fiole avec un bouchon et bien mélangé en la retournant à plusieurs reprises (il ne doit plus rester de grains visibles)
- 7) ajuster le niveau au trait de jauge en ajoutant de l'eau avec précaution, à la pipette puis à la pipette simple.

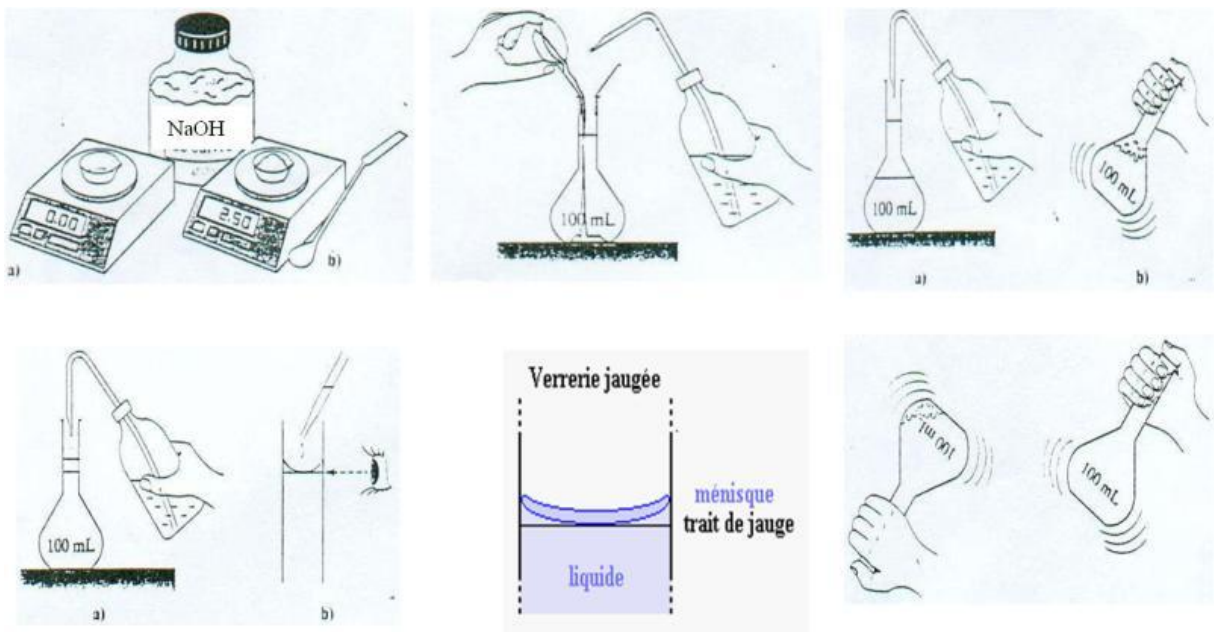


Schéma 1

Exemple : Préparation d'une solution de 100ml de NaOH à 0,1N.

Il faut en premier trouver la masse de NaOH pour préparer 1 litre de solution 0,1N

$$N = M \times Z = \frac{n \times z}{V} = \frac{m \times z}{M \times V}$$

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{N \times M \times V}{z} = \frac{0,1 \times 40 \times 0,1}{1} = 0,4g$$

Donc on dissout 0,4g de NaOH dans un litre d'eau distillée pour avoir une solution de concentration 0,1N.

❖ **Préparation d'une solution à partir d'un liquide :**

But : Préparation d'une solution par dilution d'une solution concentrée.

Matériels et produits :

Matériels	Produits
Pipette	eau distillée
propipette	solution concentrée HCl
bécher	
entonnoir	
fiole jaugée	
bouchon pour la fiole jaugée	

Mode opératoire : (voir schéma 2)

- 1) Choisir la fiole jaugée dont le volume convient.
- 2) verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée.
- 3) prélever la quantité nécessaire de liquide :
 - a) Transvaser d'abord un petit volume du liquide dans un bécher propre et sec (il ne faut jamais prélever un liquide directement dans le flacon dans lequel il est fourni, on risque de polluer la totalité du flacon si la pipette est sale)
 - b) Choisir la pipette du volume qui convient.
 - c) Adapter la propipette en haut de la pipette.
 - d) Placer la pipette bien verticale au dessus du bécher et faire monter un peu de liquide dans celle-ci ; le faire circuler dans la pipette pour la rincer puis le jeter (cela permet d'éliminer l'eau ou les autres produits qui pourraient se trouver encore dans la pipette)
 - e) Placer la pipette bien verticale au dessus du bécher et faire monter le liquide dans la pipette jusqu'au volume voulu.
- 4) Transvaser le liquide dans la fiole : placer la pipette bien verticale au dessus de la fiole jaugée et faire descendre le liquide dans la fiole.
- 5) Finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit précédemment.
- 6) Bien mélanger.

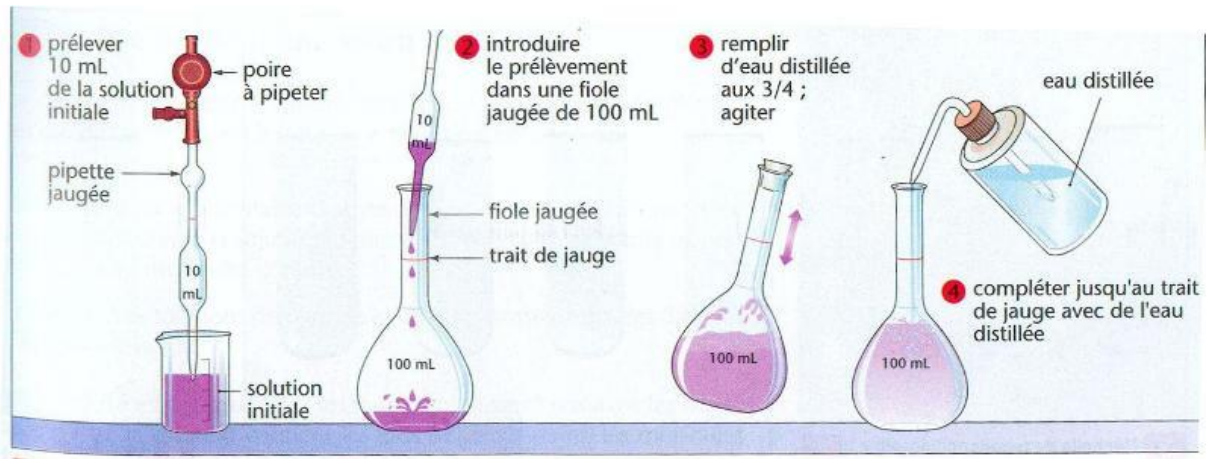


Schéma2

Exemple :

Préparation d'une solution de 100ml de HCl à 0,1M à partir d'une solution concentrée dont les propriétés sont les suivantes :

Densité (d)= 1,19.

Pourcentage massique= 38%.

Poids moléculaire= 36,5 g/mole.

1^{ère} méthode

- Calcul de la masse de HCl contenue dans 1 litre de solution à 0,1M

$$M = \frac{m}{M_{HCl} \times V} \quad \text{donc} \quad m = M \times M_{HCl} \times V = 0,1 \times 36,5 \times 1 = 0,365g$$

- Calcul de la masse de solution HCl concentré (d=1,19, 38%) qui contient la quantité 0,365g.

38% signifie :

100g d'une solution concentrée de HCl contient 38g de HCl pur

Donc m_{solution} contient 0,365g de HCl pur

$$m_{\text{solution}} = 100 \times 0,365 / 38 = 0,96g$$

- Calcul du volume de la solution concentrée correspondant à la masse 0,96g

$$\rho = d \times \rho_{\text{eau}} = 1,19 \times 1 = 1,19 \text{ g/ml}$$

$$\rho = m/V \quad \text{donc} \quad V_{HCl} = m/\rho = 0,96/1,19 = 0,806 \text{ ml}$$

Pour préparer 100ml de solution HCl (0,1M), il faut prendre 0,806 ml de solution HCl concentrée à 38%.

2^{ème} méthode

- La masse d'un litre de solution concentrée de HCl est :

$$m_{\text{solution}} = \rho \times v = 1,19 \times 1000 = 1190\text{g}$$

- La masse de HCl pur dans un litre de solution concentrée :

100g d'une solution concentrée de HCL → 38g de HCl pur

1190g d'une solution concentrée de HCl → m

$$m = 1190 \times 38 / 100 = 452,2\text{g}$$

- Concentration molaire de la solution concentrée :

$$M = m / M_{\text{HCl}} \times V = 452,2 / 36,5 \times 1$$

$$M = 12,389 \text{ mol.l}^{-1}$$

- Le nombre de moles de la solution concentrée = nombre de moles de la solution diluée

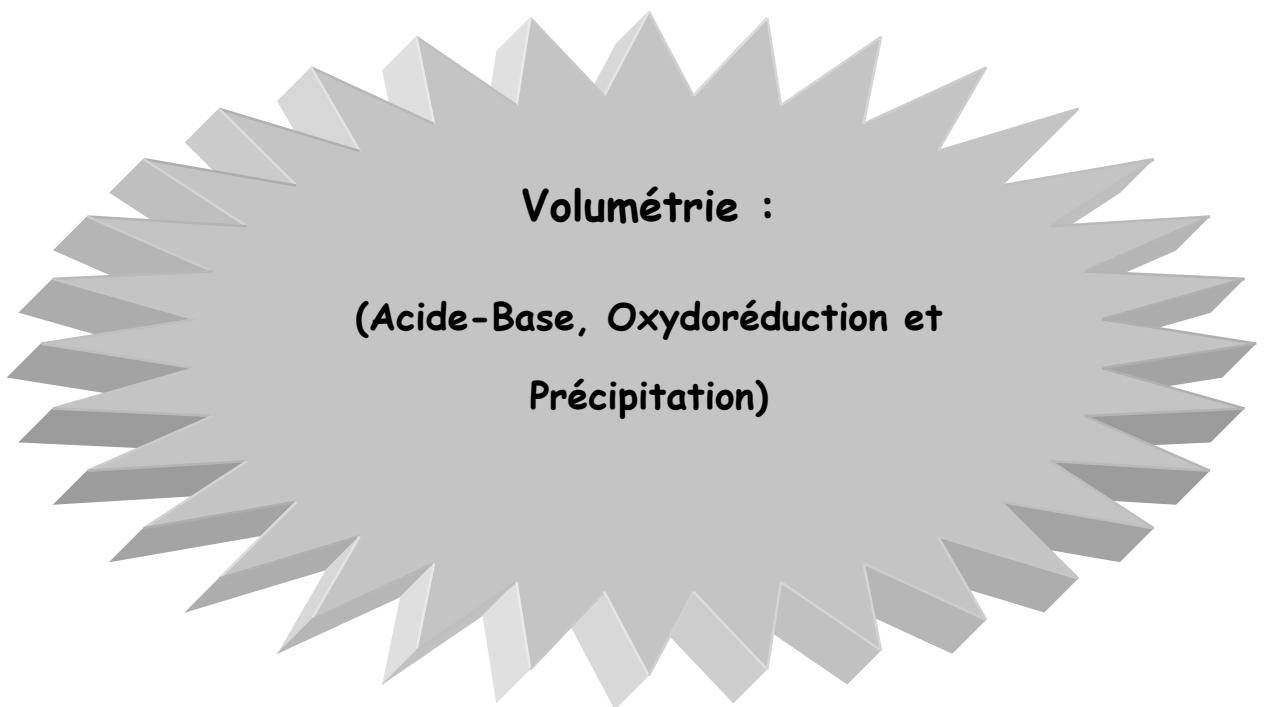
$$n_1 = n_2$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \text{ donc } V_1 = M_2 V_2 / M_1$$

$$V_1 = 0,1 \times 0,1 / 12,389 = 0,807 \text{ ml}$$

3) Questions

1. Préparer 250ml de solution HCl de concentration 0,2N.
2. Préparer 250ml de NaOH 0,5N.
3. Préparer 100ml de H₂SO₄ 1N. (on donne la masse molaire de l'acide sulfurique M=98,078g/mol, Pureté =96% et sa Densité d =1,85).



Volumétrie :

**(Acide-Base, Oxydoréduction et
Précipitation)**

Volumétrie

Définitions

1. Qu'est ce qu'un titrage ?

La **titrimétrie** ou **titrage** est une technique de dosage utilisée en chimie analytique afin de déterminer la concentration d'une espèce chimique en solution (ou titre d'une solution). La méthode de titrage la plus utilisée est le **titrage volumétrique**. Elle consiste à utiliser une solution de concentration volumique connue (appelée **titrant**) afin de neutraliser une espèce contenue dans la solution inconnue (appelée **analyte** ou **espèce titrée**).

2. Réactions de titrage

- ❖ **Titration acido-basique:** C'est le titrage volumétrique le plus répandu, il est basé sur les réactions acido-basiques. Tous les acides et les bases peuvent être titrés avec des solutions de bases fortes ou d'acides forts respectivement.
- ❖ **Titration par oxydo-réduction:** il est basé sur les réactions d'oxydo-réduction. Les principales méthodes oxydoréductimétriques sont la manganimétrie (KMnO_4), la chromimétrie ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) et l'iodométrie.
- ❖ **Titration par précipitation :** il est basé sur les réactions de précipitation. Le titrage par précipitation est établi sur la formation de composés de solubilité limitée. Le réactif précipitant le plus utilisé est le nitrate d'argent (AgNO_3).

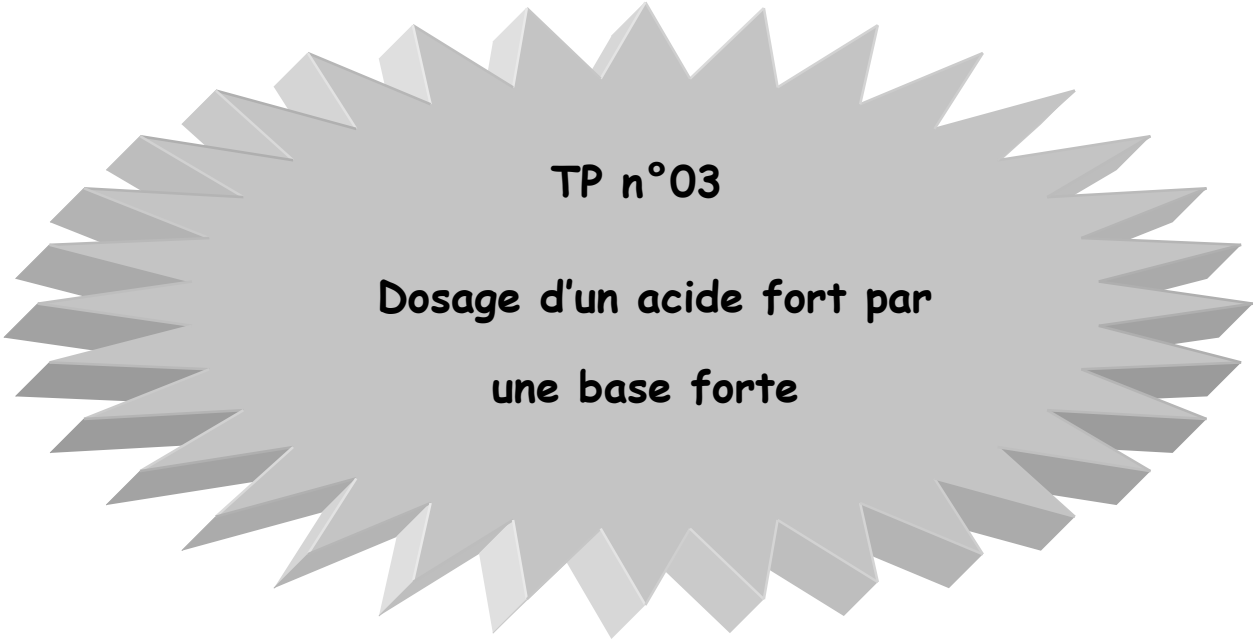
3. Comment repérer l'équivalence ?

Différentes techniques permettent de repérer l'équivalence. On citera ci dessous les plus réponsus:

- ❖ La **colorimétrie** : l'équivalence sera marquée par un changement de couleur. L'espèce colorée peut être l'un des réactifs, titrant ou titré (à l'équivalence, la solution perdra la couleur du réactif titré pour prendre celle du réactif titrant) ou bien en utilisant un **indicateur coloré**, espèce ajoutée en faible quantité dans le milieu et qui changera de couleur à l'équivalence.

- ❖ La **pH-métrie** : lorsque la réaction de titrage est acido-basique, les espèces qui fixent le pH de la solution changent au moment de l'équivalence : on a alors une modification brutale du pH. On peut donc repérer l'équivalence en mesurant le pH au cours du titrage à l'aide d'un **pH-mètre**.

- ❖ La **potentiométrie** : si la réaction de titrage est une réaction d'oxydoréduction, les espèces qui fixent le potentiel de la solution changent au moment de l'équivalence : on a alors une modification brutale du potentiel. On peut donc repérer l'équivalence en mesurant le potentiel au cours du titrage à l'aide d'un **potentiomètre**.



TP n°03

Dosage d'un acide fort par

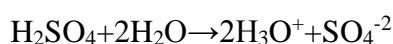
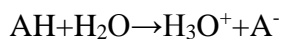
une base forte

TP n°03 : Dosage d'un acide fort par une base forte

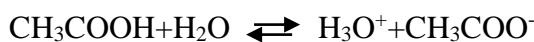
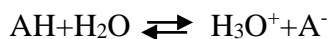
I. Définitions

❖ **Acide** : C'est un composé chimique capable de libérer des protons H^+ en solution aqueuse. Il ya deux type d'acides, des acides forts et faibles.

➤ **Acide fort** : en solution il est totalement dissocié

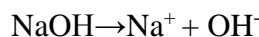
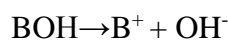


➤ **Acide faible** : il est partiellement dissocié en solution.



❖ **Base**: c'est un compose chimique capable de libérer des ions OH^- en solution aqueuse. Il ya deux type de bases, des bases forts et faibles.

➤ **Base forte** : en solution elle est totalement dissociée.



➤ **Base faible**: elle est partiellement dissocié en solution.



❖ Titration acido-basique

Titrer ou doser une solution aqueuse d'un acide ou d'une base, c'est déterminer sa concentration en réalisant une réaction acide-base.

La burette contient une solution contenant l'espèce B dont on connaît précisément la concentration notée C_B . La burette permet de mesurer précisément le volume V_B qui sera versé. Le bécher contient un volume connu V_A de l'espèce A, mais sa concentration est inconnue C_A (voir schéma1). Lorsqu'on verse quelques gouttes de solution B, l'espèce B réagit avec l'espèce A dans le bécher. L'espèce B versée réagira tant qu'il restera de l'espèce A dans le bécher. A l'équivalence le nombre de moles H_3O^+ apportées par l'acide doit être égal au nombre de moles OH^- apportées par la base.

$$C_A V_A = C_B V_B$$

On désigne par :
 - C_A la concentration molaire de l'acide, par V_A le volume de l'acide,
 - C_B la concentration molaire de la base, par V_B le volume de la base.

Un dosage acido-basique peut-être suivi par :

- **pH-métrie** : on suit l'évolution du pH au cours de la réaction ;
- **colorimétrie** : on utilise un indicateur coloré.

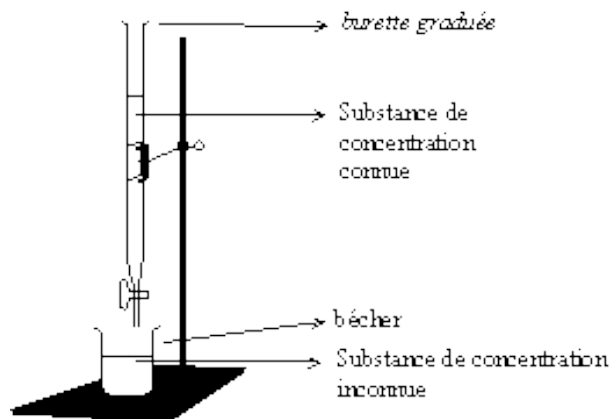


Schéma 1

❖ Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un couple acido-basique dont la forme acide du couple possède une couleur différente de la forme basique. La zone de virage d'un indicateur coloré est la valeur de pH où l'indicateur change de couleurs.

➤ **Choix d'un indicateur :**

Les indicateurs colorés permettent de déterminer l'équivalence dans un dosage acido-basique. Pour cela, il faut impérativement que la **zone de virage** de l'indicateur « encadre » la zone de l'équivalence (variation de pH sur laquelle il change de couleur). Un choix incorrect entraînera une détermination erronée du **volume équivalent**.

➤ **Quelques indicateurs :**

nom	pKa	couleur acide	couleur basique	zone de virage
Bleu de thymol	1,7	Rouge	Jaune	1,2 - 2,8
Méthyljaune	3,3	Rouge	Jaune	2,9 - 4,0
Méthylorange	3,7	Rouge	Orange	3,2 - 4,4
Méthylrouge	5,2	Rouge	Jaune	4,8 - 6,0
Bleu de bromothymol	7,0	Jaune	Bleu	6,0 - 7,6
Bleu de thymol	8,9	Jaune	Bleu	8,0 - 9,6
Phénolphtaléine	9,6	Incolore	rose indien	8,2 - 10,0

Remarque :

Le Bleu de thymol change deux fois de couleur selon le pH, une première fois entre 1,2 et 2,8 et une seconde fois pour un pH entre 8 et 9,6.

❖ **Tableau d'avancement**

	HA (concentration inconnue)	+	OH⁻ (concentration connue)	→	A⁻	+	H₂O
<i>Etat initial</i>	<i>n</i> H ₃ O ⁺		0		0		0
<i>Etat intermédiaire</i>	<i>n</i> H ₃ O ⁺ - x		x		x		x
<i>A l'équivalence</i>	0		<i>n</i> OH ⁻		<i>n</i>		<i>n</i>

II. Partie expérimentale

➤ **But :** Pratiquer un dosage colorimétrique (changement de couleur pour visualiser l'équivalence) afin de déterminer la concentration d'une espèce chimique.

➤ **Matériels et produits :**

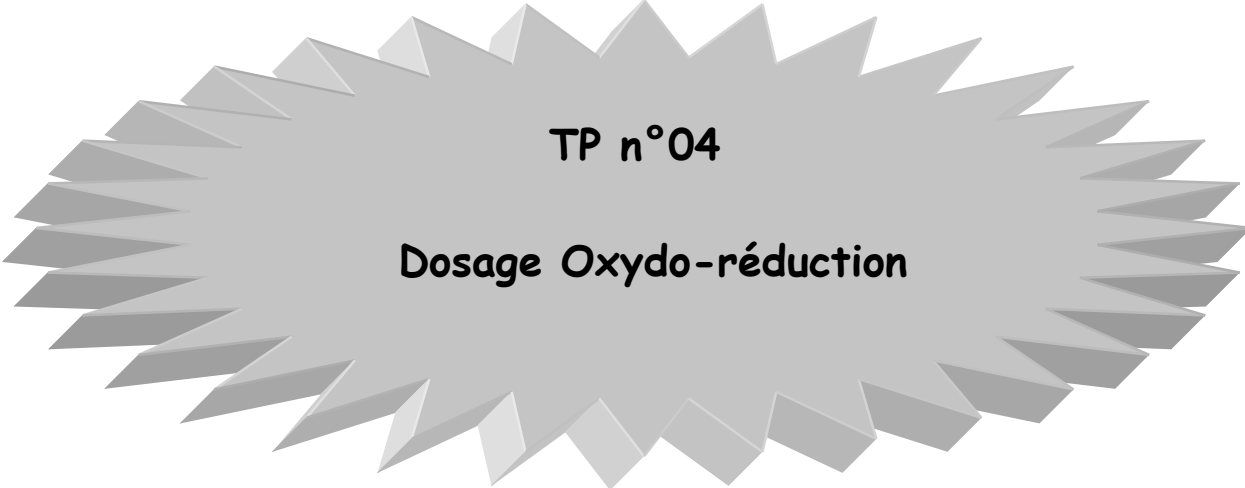
Matériels	Produits
Pipette propipette burette bêcher entonnoir agitateur	solution HCl de concentration inconnue solution NaOH de concentration connue 0,1N le BBT (Bleu de bromothymol)

➤ **Mode opératoire**

- 1) Rincer la burette avec la solution de soude NaOH de concentration connue $C_B = 0,10 \text{ mol.l}^{-1}$ puis la remplir.
- 2) Prélever un volume $V_A = 10,0 \text{ ml}$ de HCl de concentration inconnue C_A , avec une pipette, et verser ce volume dans un bécher.
- 3) Ajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré : Bleu de bromothymol (BBT).
- 4) Placer le bécher sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous la burette.
- 5) Ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude.
- 6) Après chaque ajout de soude, mesurer le pH de la solution à l'aide du papier PH et noter la teinte de l'indicateur coloré.
- 7) La fin de ce dosage est atteinte, quand vous obtenez une couleur bleu qui persiste. Noter la valeur du volume équivalent.
- 8) Répéter l'expérience deux fois.

➤ **Questions**

- 1) Faire un schéma de ce titrage.
- 2) Noter le volume $V_{\text{éq}}$ versé à l'équivalence.
- 3) A l'aide du tableau d'avancement, en déduire la concentration inconnue C_A de l'acide utilisé.
- 4) Ecrire la réaction de neutralisation.
- 5) Tracer sur une feuille de papier millimétré, l'évolution du pH en fonction du volume V de soude versée.
- 6) Justifier le choix de l'indicateur coloré.



TP n°04

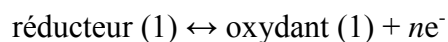
Dosage Oxydo-réduction

TP n°04 : Dosage Oxydo-réduction

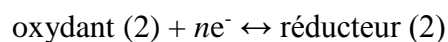
1. Définitions :

- ❖ **Le réducteur** : est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons.
- ❖ **L'oxydant** : est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- ❖ **La réaction d'oxydo-réduction** : elle consiste en un transfert d'électrons entre un oxydant d'un couple et un réducteur d'un autre couple. Elle se compose de deux demi réactions : une oxydation et une réduction.

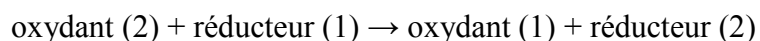
Oxydation : Le réducteur s'oxyde.



Réduction : l'oxydant se réduit.



Oxydo-réduction (« somme » de l'oxydation et de la réduction).



- ❖ **Le nombre d'oxydation** :

Le nombre d'oxydation ou le degré d'oxydation d'un élément dans une combinaison chimique c'est le nombre d'électrons qu'il a perdu ou il a gagné en passant à l'état d'ion.

- Le nombre d'oxydation d'un élément libre = 0.
- Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique = charge de l'ion.
- Le nombre d'oxydation de l'hydrogène = + 1.
- Le nombre d'oxydation de l'oxygène = - 2.
- La somme des nombres d'oxydation dans un ion polyatomique = charge de l'ion.
- Le nombre d'oxydation d'un corps simple égale à zéro.

2. But de manipulation :

Détermination de la concentration (normalité ou molarité) d'une solution de sulfate de fer (FeSO₄), à l'aide d'une solution de Permanganate de Potassium (KMnO₄) préparée au laboratoire.

3. Principe de la manipulation (la manganimétrie) :

La manganimétrie consiste à doser des solutions réductrices de normalité inconnue au moyen de l'agent oxydant (MnO_4^-) en milieu acide.

Au cours de la réduction, le manganèse (Mn^{+7}) qui intervient dans MnO_4^- (violette) va passer sous la forme Mn^{+2} (incolore), ce qui permet de déterminer le point équivalent sans utiliser d'indicateurs colorés.



Les ions H^+ sont mis en excès. On utilise de l'acide sulfurique H_2SO_4 car les ions SO_4^{2-} ne participent pas à la réaction d'oxydoréduction. L'excès d'acide sulfurique permet d'éviter la réaction en milieu neutre.

4. Partie Expérimentale :

Dosage du fer dans le sulfate ferreux par le permanganate de potassium

Matériels et produits :

Matériels	Produits
Erlenmeyer	Solution de FeSO_4 de concentration inconnue
Burette	Solution de KMnO_4 de concentration connue
Pipette graduée	(0,1N)
Pissette	Solution de H_2SO_4 (2N)
Agitateur magnétique	Eau distillée

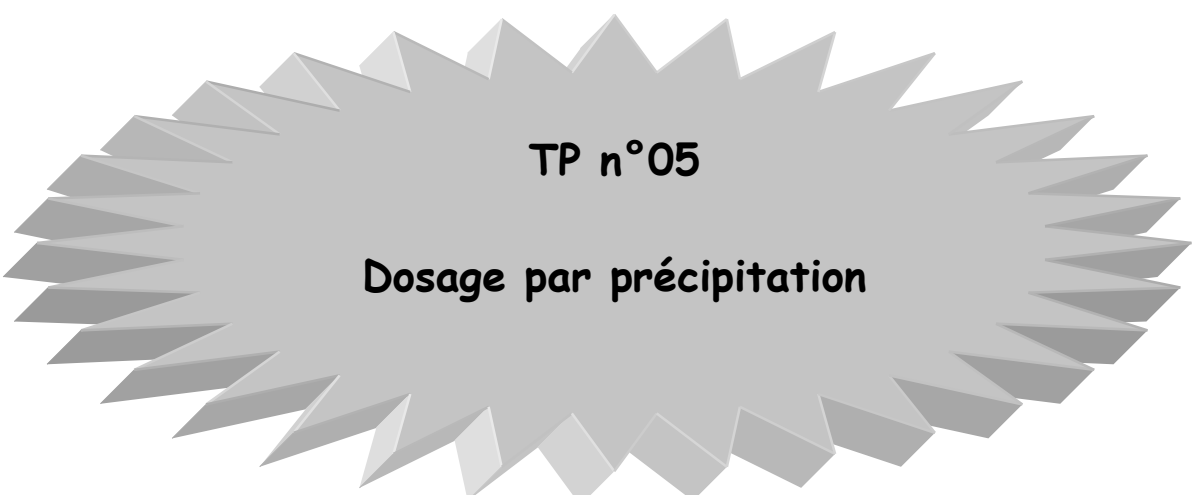
Mode opératoire

1. Prélever dans un erlenmeyer 10 ml de FeSO_4 de normalité inconnue N, ajouter environ 5ml de H_2SO_4 à 2N.
2. Remplir la burette de la solution oxydante de KMnO_4 de normalité 0,1N.
3. Laisser couler goutte à goutte la solution oxydante (KMnO_4) au contenu de l'erlenmeyer, avec agitation.
4. L'addition se fait goutte à goutte jusqu'à l'apparition d'une couleur rose qui persiste, ceci indique la disparition de tous les ions Fe^{2+} (c'est le point équivalent).

5. Noter le volume de la solution KMNO_4
6. Effectuer encore 2 essais de dosage, sachant que la différence entre les 3 volumes obtenus ne doit pas être grande.

Questions :

1. Ecrire les demi-réactions d'oxydo-réduction, préciser les couples **red/ox**.
2. Ecrire l'équation totale.
3. Pourquoi le dosage se fait-il en milieu acide.
4. Pourquoi on utilise H_2SO_4 et pas HCl .
5. Calculer la Normalité et la Concentration molaire de la solution FeSO_4 .



TP n°05

Dosage par précipitation

TP n°05 : Dosage par précipitation

I. Définitions

Les méthodes de précipitation sont basées sur les réactions accompagnées de composés peu solubles. Dans ces méthodes, le point d'équivalence est caractérisé par la précipitation complète des ions à doser.

Les méthodes de précipitations les plus importantes sont :

- **Argentimétrie** : basée sur la réaction suivante : AgX avec X^- : Cl^- , Br^- , I^-
- **Mercurimétrie** : basée sur la réaction suivante : $\text{Hg}^{++} + 2\text{X}^-$

❖ Dosage Argentimétrie:

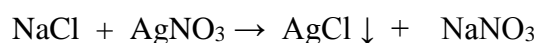
Il désigne un ensemble de méthodes de titrage par précipitation ayant pour point commun d'utiliser une solution contenant des ions Ag^+ . La solution titrante est généralement une solution de nitrate d'argent (AgNO_3). L'espèce dosée est un anion comme les halogénures (Cl^- , Br^-).

❖ Méthode de Mohr :

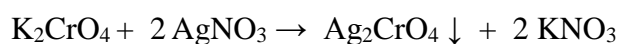
Cette méthode consiste à introduire un indicateur de fin de réaction, il s'agit du chromate de potassium (K_2CrO_4). Le chromate d'argent étant plus soluble que le chlorure d'argent, il ne se précipite qu'une fois toute la quantité de chlorure d'argent est précipitée. La réaction termine par l'addition de la goutte qui fait apparaitre un précipité rouge de chromate d'argent (Ag_2CrO_4).

II. Partie Expérimentale :

- **But :** il s'agit de déterminer la concentration de la solution NaCl en la faisant précipiter avec une solution étalon (AgNO_3). Le produit de cette réaction donne un précipité blanc (AgCl) selon la réaction suivante :



Lorsqu'il ne reste plus des ions Cl^- , en solution, le nitrate d'argent va réagir avec l'indicateur K_2CrO_4 , pour former un précipité rouge brique de chromate d'argent Ag_2CrO_4 , ce qui indique la fin du titrage.



➤ **Matériels et produits :**

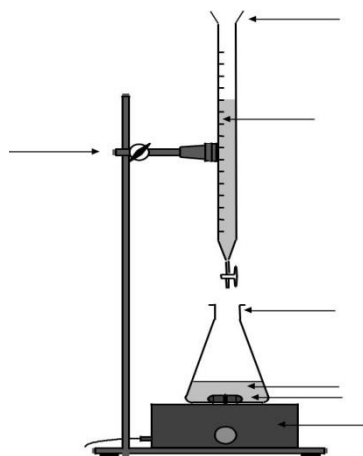
Matériels	Produits
Bécher	Solution de NaCl de concentration inconnue
Burette	Solution de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration connue
Pipette graduée	Solution de chromate de potassium K_2CrO_4 (indicateur coloré)
Pissette	
Agitateur magnétique	

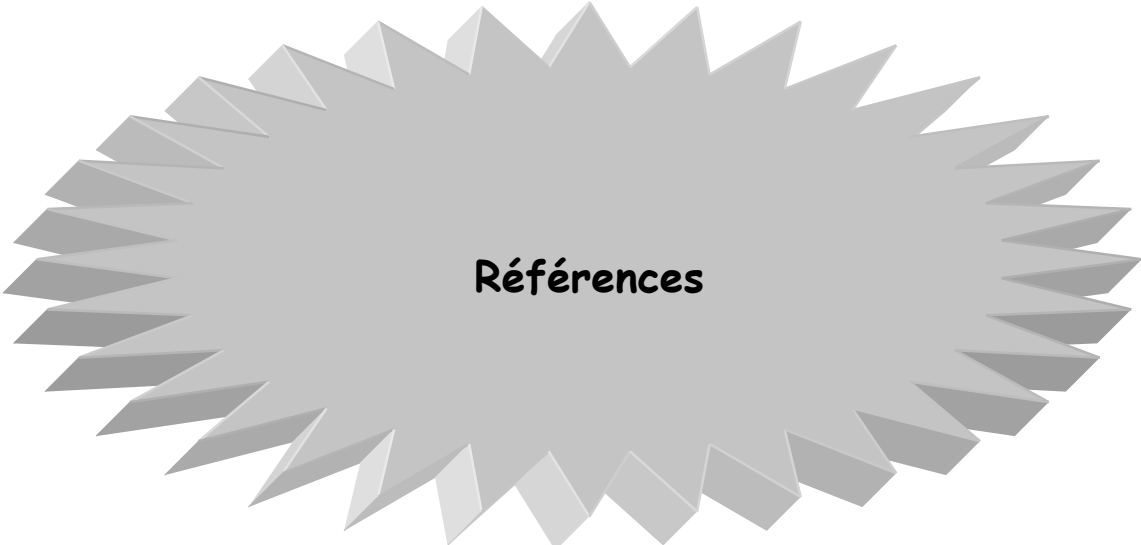
➤ **Mode opératoire**

- 1) Dans un bécher, verser 10 ml de solution de chlorure de sodium de concentration molaire inconnue.
- 2) Ajouter quelque goutte (environ 1 ml) de solution de chromate de potassium (0,1M).
- 3) Placer le bécher sur un agitateur magnétique.
- 4) Mettre dans la burette la solution de nitrate d'argent de concentration molaire connue (0,1M).
- 5) Laisser couler goutte à goutte la solution AgNO_3 au contenu du bécher, avec agitation.
- 6) Le point final de ce dosage est atteint quand vous obtenez une couleur rouge brique (témoin de la formation d' Ag_2CrO_4) qui persiste.
- 7) Noter volume équivalent.
- 8) Répéter l'expérience deux fois.

➤ **Questions**

- 1) Compléter le schéma ci-dessous.
- 2) Ecrivez l'équation de la réaction de titrage.
- 3) Calculer la concentration molaire de la solution NaCl.





Références

1. J. Mendham, Ronald C. Denney, J. Barnes, Mike Thomas, Collectif, Analyse chimique quantitative de Vogelde boeck, 2005.
2. Douglas Skoog, Donald West, F. James Holler, Chimie analytique, De Boeck Supérieur, 1997.
3. R. Deschenaux, cahier de laboratoire université de Neuchatel, France, juillet 2010.
4. Philipe Ribière, TP de chimie de solution MPSI 2011-2012.