

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche scientifique



Université 20 Août 1955-Skikda



Faculté des Sciences

Département de Chimie

**POLYCOPIE DE TRAVAUX PRATIQUES
NIVEAU PREMIERE ANNEE LICENCE-SM
MODULE TP CHIMIE I**



Réalisé par :

Dr. AMIRAT Samia

Année universitaire : 2022/2023

SOMMAIRE

N° de TP	Titre	Page
TP n° 1	Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel.....	01
TP n° 2	Préparation de solutions, d'acide et de base.....	10
TP n° 3	Titration acido-basique Dosage d'un acide fort par une base forte.....	15
TP n° 4	Titration Oxydoréduction Dosage d'une solution de FeSO_4 par une solution de permanganate de potassium.....	18
Référence.....		20

Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1

1. Introduction

Dans le domaine de la chimie, pour avoir de bons résultats et pour travailler en pleine sécurité, il est impératif que certaines méthodes de travail et règles de sécurité dans un laboratoire de chimie soient appliquées. De même, pour les mesures de sécurité ainsi que les préventions des risques chimiques.

2. Méthodes de travail et règles de sécurité dans un laboratoire de chimie

2. 1. Méthodes de travail

1. Chaque étudiant doit porter une blouse.
2. Chaque étudiant doit avoir un cahier de TP où, il doit noter toutes les expériences effectuées. De même, pour le dessin des appareils utilisés, l'enregistrement des observations...etc.
3. Toujours, manipuler sous hotte avec vitres de protection abaissées.
4. On doit toujours boucher les bouteilles des réactifs après avoir la quantité indiquée.
5. Ne jamais verser l'excès des réactifs dans la bouteille du prélèvement.
6. Le prélèvement des réactifs secs doit être à l'aide d'une spatule et avec des quantités minimales.
7. Etiqueter soigneusement tous les flacons des produits.
8. Nettoyer immédiatement tout produit répandu sur la paillasse ou sur le sol.

Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1

9. Ne jamais jeter à l'évier les produits réagissant fortement avec l'eau (métaux alcalins, composés organométalliques, hydrures, produits toxiques, produits inflammables (solvants), ...).
10. A la fin du travail, il faut toujours laver la verrerie et placer le matériel en ordre et assurer la propreté des paillasse à la fin de chaque manipulation.

2. 2. Règles de sécurité

1. Le port d'une blouse en coton est obligatoire. Cette dernière, doit être à manches longues et toujours fermée et pas de vêtements flottants (écharpes).
2. Repérer les emplacements du matériel de sécurité (Douches, extincteurs, ...).
3. Il est strictement interdit de boire ou de manger ou fumer.
4. Effectuer toutes les opérations très prudemment.
5. Ne jamais pipeter à la bouche, mais à l'aide d'une pro-pipette.
6. Ne jamais diriger vers soi les ouvertures des éprouvettes ou d'un récipient dans lesquelles se produit une réaction.
7. Ne jamais approcher une flamme à des produits inflammables.
8. Toute réaction avec les substances toxiques doit être effectuée sous hotte.
9. Il est interdit de faire des travaux non prévus.
10. Il est interdit de chauffer les substances gazeuses dans un récipient bouché.
11. Le port des lentilles est déconseillé dans un laboratoire. De nombreux produits volatils peuvent se dissoudre dans le liquide sur lequel surnage la lentille et provoquer des irritations importantes.
12. En cas de contact d'un produit chimique avec les yeux, laver immédiatement ceux-ci à l'eau courante.
13. Signaler immédiatement tout accident ou blessure.

2. 3. Interdictions

1. Ne jamais travailler seule dans un laboratoire, il faut s'assurer que quelqu'un peut vous porter assistance en cas de besoin.
2. Il est interdit de boire, manger ou fumer dans un laboratoire de chimie.
3. Ne jamais inhaler un produit chimique.

Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1

4. Pour diluer un acide, ne jamais verser l'eau sur un acide concentré, il faut verser progressivement l'acide sur l'eau en agitant constamment.

2. 4. Mesures de sécurité et préventions des risques chimiques

1^{ère} mesure : Elle est en relation avec la protection individuelle de l'ensemble des participants à la séance des travaux pratiques. Pour la manipulation de certains produits chimiques, l'étudiant doit mettre des gants, des lunettes, un casque et/ou un masque respiratoire, en plus du port de la blouse.

2^{ème} mesure

Elle est en rapport au laboratoire. Le laboratoire doit être muni de dispositifs d'aération et de ventilation (hotte pour la manipulation des produits chimiques dangereux). Il doit être équipé en moyens de prévention et de lutte contre les incendies (extincteurs, détecteurs de fumée, couverture anti- feu, boîte à pharmacie... etc.).

3^{ème} mesure

Elle concerne **l'étiquetage** des flacons de produits chimiques. Il comprend : -le nom du produit, **les pictogrammes de sécurité**, la mention d'avertissement, la mention du danger et les conseils de prudence. Un exemple de quelques pictogrammes de sécurité est donné ci-dessous.



Etiquette d'un flacon de produit chimique

Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1

Pictogrammes de sécurité

	<p>Explosifs: Ces produits peuvent exploser au contact d'une flamme, d'une étincelle, d'électricité statique, sous l'effet de la chaleur, d'un choc, de frottements ...</p> <p>Exemple : Nitrate d'ammonium (NH_4NO_3); Gaz (hydrogène, acétylène, propane, butane) ; Les aérosols de tous genres (même vides) : purificateurs d'air, laques pour cheveux, peintures, vernis.</p>
	<p>Inflammables : Ces produits peuvent s'enflammer, suivant les cas : *au contact d'une flamme ou d'une étincelle, *sous l'effet de la chaleur ou d'un frottement *au contact de l'air (en s'évaporant certains produits dégagent des gaz qui s'enflamment spontanément).</p> <p>Exemple: L'essence, le pétrole ; L'éther, Le méthanol (alcool) ; Le méthane (CH_4)</p>
	<p>Combustibles : Ces produits peuvent provoquer ou aggraver un incendie, ou même provoquer une explosion s'ils sont en présence de produits inflammables.</p> <p>Exemple : Dioxygène O_2 ; Eau oxygénée H_2O_2; Acide nitrique ; Halogène (Fluor, Chlore, Brome, Iode)</p>
	<p>Gaz sous pression : Certains peuvent exploser sous l'effet de la chaleur : il s'agit des gaz comprimés, des gaz liquéfiés et des gaz dissous. Les gaz liquéfiés réfrigérés peuvent, quant à eux, être responsables de brûlures ou de blessures liées au froid.</p> <p>Exemple : Gaz en bonbonne (hydrogène, acétylène, propane...); Les aérosols (même vides) sont des bombes en puissance au-dessus de 50°C : purificateurs d'air, laques pour cheveux.</p>
	<p>Corrosifs: ils endommagent les tissus vivants (humains) et s'attaquent à d'autres matières comme les métaux et le bois. Certaines substances qui ne sont pas corrosives à l'état naturel et au sec le deviennent au contact de l'eau ou de l'humidité de la peau ou des muqueuses.</p> <p>Exemple : Déboucheur pour conduites, détartrants ; Acides forts (acide sulfurique) (batteries) ; Bases fortes (soude) ; Nettoyants pour fours, toilettes...etc.</p>
	<p>Dangereux pour la santé : Ces produits rentrent dans une ou plusieurs de ces catégories : * produits cancérogènes *produits mutagènes *produits toxiques pour la reproduction (effets néfastes sur la fonction sexuelle, diminution de la fertilité ou provoquant la mort du fœtus ou des malformations chez l'enfant à naître) ; * produits qui peuvent modifier le fonctionnement de certains organes comme le foie, le système nerveux... *produits qui peuvent entraîner de graves effets sur les poumons et qui peuvent être mortels s'ils pénètrent dans les voies respiratoires. *produits qui peuvent provoquer des allergies respiratoires (asthme, par exemple).</p> <p>Exemple : Le dibrome (Br_2), Arsenic (As), Chloroforme (CHCl_3), Chlorure de Cobalt (CoCl_2).</p>
	<p>Toxiques : Ces produits empoisonnent rapidement, même à faible dose. Ils peuvent provoquer des effets très variés sur l'organisme : nausées, vomissements, maux de tête, perte de connaissance ou d'autres troubles plus importants entraînant la mort. Exemple : Méthanol, alcool à brûler, détachants ; désinfectants (créoline); trichloréthylène ; CCl_4 (tétrachlorure de carbone).</p>
	<p>Dangereux pour l'environnement : Ces produits provoquent des effets néfastes sur les organismes du milieu aquatique (poissons, crustacés, algues, autres plantes aquatiques...).</p> <p>Exemple : Certaines matières actives de pesticides (composés organochlorés : lindane, parathion) et de désherbants ; CFC (chlorofluorocarbone) ; Certains solvants (thiodicrésol) ; Certains composés de métaux lourds (méthanesulfonate de cuivre) ; PCB (polychlorobiphenyls).</p>
	<p>Nocifs/Irritants : Ils ont un ou plusieurs des effets suivants : ils empoisonnent à forte dose ;ils sont irritants pour les yeux, la gorge, le nez ou la peau ;ils peuvent provoquer des allergies cutanées (eczémas) ;ils peuvent provoquer une somnolence ou des vertiges.</p> <p>Exemple : Le Chrome(Cr):eczéma et allergies ;Chloroforme (CHCl_3) : somnolence ou vertige ; eau de Javel ; acide acétique.</p>

Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1

3. Equipements légers et matériel de laboratoire

3. 1. Equipements de routine

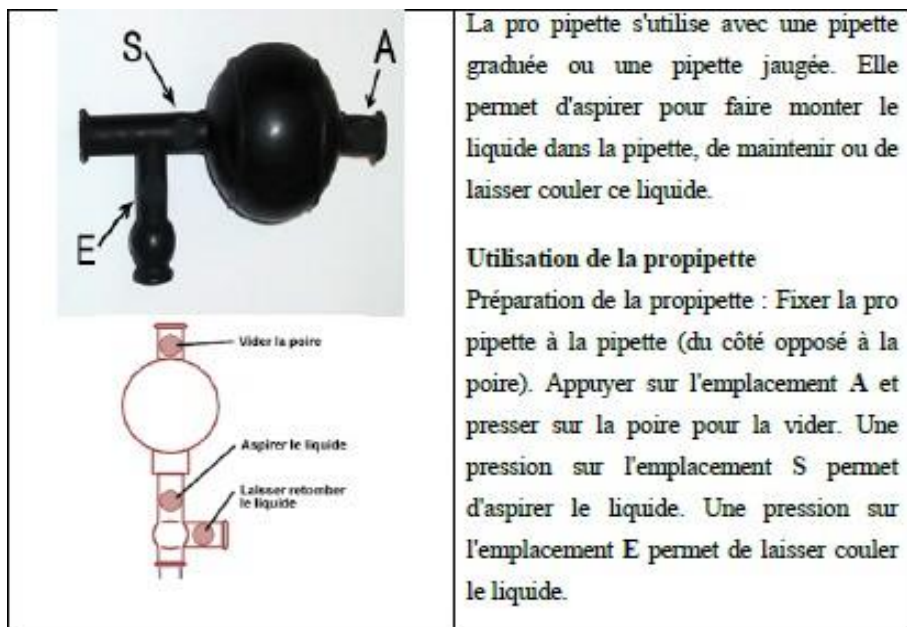
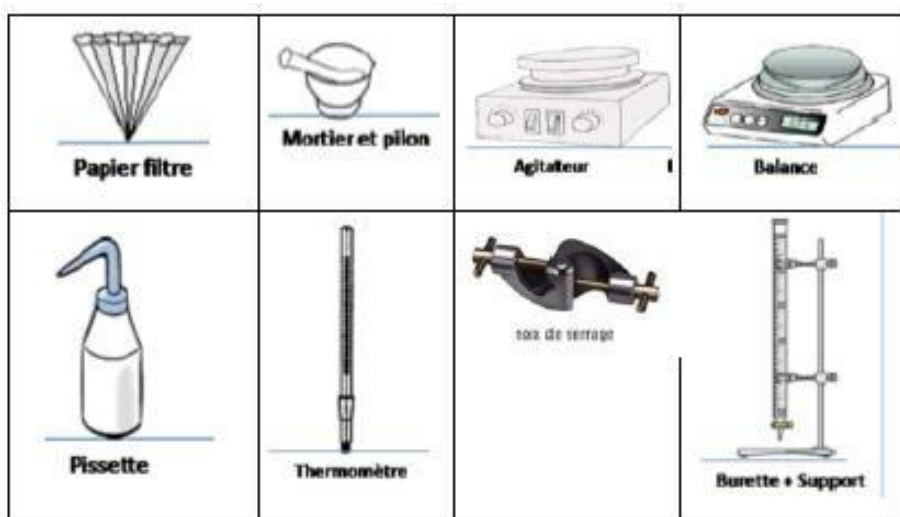
Balance de précision, étuve, agitateur magnétique, appareil de distillation, pH-mètre, centrifugeuse, thermomètre...etc.

3. 2. Outillage léger

Pince, papier filtre, mortier et pilon, support élévateur, spatule, coupelle, barreau magnétique, baguette magnétique, pissette, bec bunsen, thermomètre, ...etc.

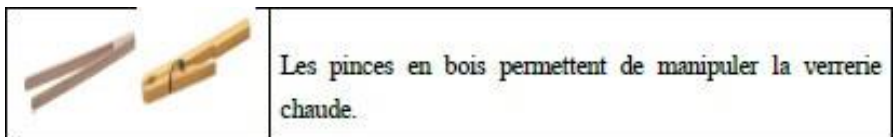
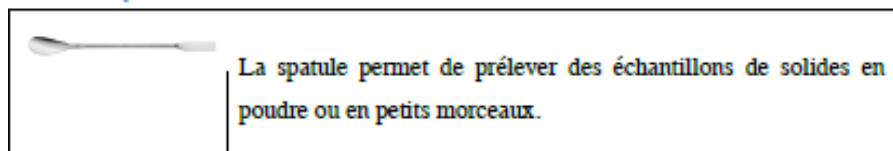
3. 3. Autres

Gants, lunettes, masques, pro-pipettes.... etc.



Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

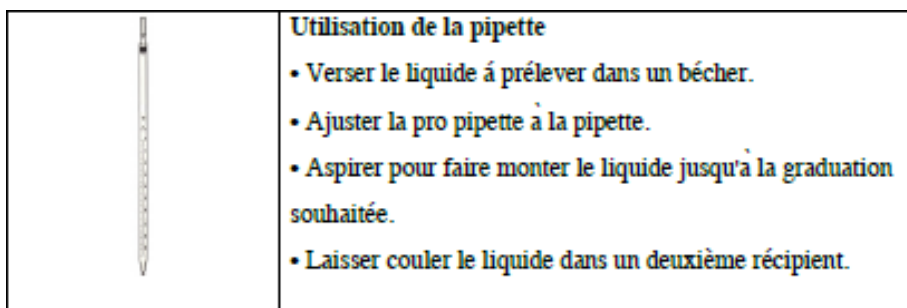
TP N° 1



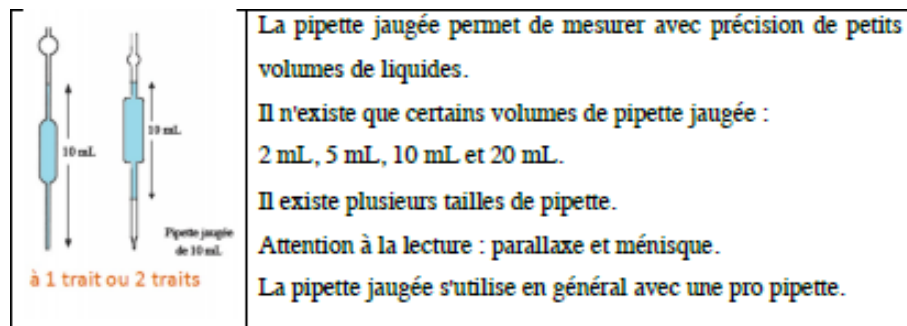
4. Verrerie courante de laboratoire et son utilisation

4. 1. La pipette graduée

La pipette graduée permet de mesurer les volumes de liquides. Elles s'utilisent en général avec une pro pipette.



4. 2. La pipette jaugée (à un ou deux traits de jauge)



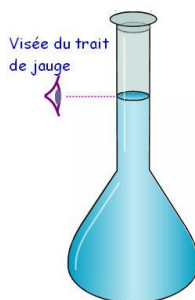
Remarques

- Ne jamais pipeter dans le flacon contenant la solution mère sous peine de la polluer et de la rendre définitivement inutilisable.


Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1


- Avant chaque utilisation, la pipette doit être propre et **sèche**. Dans le cas contraire, il est nécessaire de la rincer à l'eau distillée puis une fois encore avec la solution que l'on veut pipeter de manière à éviter un phénomène de dilution dû à l'eau distillée du rinçage.
- Il faut pipeter debout en ayant le trait de jauge à hauteur des yeux, figure ci-dessous.




4. 3. L'éprouvette

	<p>Il existe plusieurs tailles d'éprouvettes graduées et nom gradué.</p>
--	--

4. 4. La burette

	<p>La burette permet de mesurer des volumes cumulés. La burette est principalement utilisée pour les dosages.</p>
---	---


4. 5. La fiole jaugée

	<p>La fiole jaugée permet de mesurer un volume avec une bonne précision. Ainsi, elle est utilisée pour :</p> <ul style="list-style-type: none">- La préparation de solution de concentration donnée.- La dilution d'une solution.- La lecture se fait au niveau du trait de jauge.
---	--

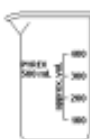
Méthodes de travail, règles de sécurité dans un laboratoire de chimie et présentation du matériel

TP N° 1


4. 6. Les tubes à essai

	<p>Le tube à essais est utilisé pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs. Un tube à essais peut recevoir un bouchon. De plus il peut être chauffé.</p>
---	--


4. 7. Le bécher

	<p>Le bécher utilisé pour :</p> <ul style="list-style-type: none">- Entreposer des produits chimiques (avant un prélèvement par exemple).- Faire quelques réactions. -Bien que gradué, le Bécher ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide. En effet les graduations ne sont qu'indicatives.
---	--

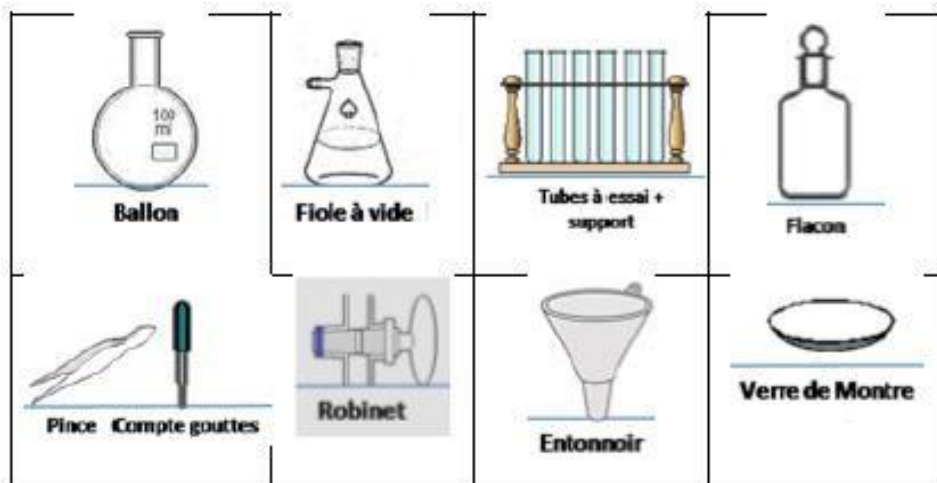
4. 8. L'erenmeyer

 <p>erenmeyer à col étroit à col large à col rodé</p>	<p>Bien que gradué, l'erenmeyer ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide. En effet les graduations sont seulement indicatives. Enfin, l'erenmeyer permet (en général) l'utilisation d'une pince en bois, et donc le chauffage de son contenu.</p>
<p>L'erenmeyer est souvent utilisé avec un bouchon. Il permet :</p> <ul style="list-style-type: none">- de conserver provisoirement des produits chimiques volatils,- de réaliser des réactions chimiques avec des composées volatiles.	

4. 9. Le verre à pied

	<p>Graduée et non graduée Le verre à pied est en général utilisé comme poubelle.</p>
---	--

4. 10. Autres verreries



5. Conclusion

Pour avoir un travail bien fait et un TP mieux retenu, il faut toujours respecter les règles de sécurité et la méthode de travail. En fin de chaque séance de TP, il faut ranger la pailleuse, laver les mains avec du savon et enlever la blouse juste avant de quitter le laboratoire.

1. Notions de solutions et de concentrations

1. 1. Le soluté

C'est la substance ou la matière ou l'espèce chimique dissoute dans un solvant.

1. 2. Le solvant

C'est le liquide dans lequel le soluté est dissout. Le solvant peut être l'eau distillée ou un solvant organique (l'éthanol...etc.).

1. 3. La solution

C'est le nom du mélange homogène de soluté et de solvant. Lorsque le solvant est l'eau, la solution est dite **aqueuse**.

1. 4. La concentration en pourcentage (%)

Elle exprime la quantité de soluté en grammes dans 100ml de solvant.

Exemple : Chlorure de sodium (NaCl) à 0.9%. (C'est la dissolution de 0.9 g de NaCl dans 100 ml d'eau distillée, à réaliser dans une fiole jaugée de 100ml).

1. 5. La concentration pondérale ou massique (C_m)

C'est la masse du **soluté** en g dans un litre de **solvant**.

Exemple : Solution de NaCl (1M) : 1mole/l de NaCl. C'est 58g (23g+35g)/l = **C_m**.

1. 6. La concentration molaire (Molarité = M)

C'est le nombre **n** de moles de **soluté** dans un litre de **solvant**. **C (moles/ l) = n /V** avec **n = m/M** (**m** : masse du soluté en g et **M** est la masse molaire du soluté en g).

La concentration molaire devient : $C = m / M V$. On utilise cette formule pour calculer la masse à prendre du soluté.

Exemple : Préparer une solution de **NaOH** à **0.1M (molaire)** dans un volume de **50 ml**.

La masse molaire de NaOH étant de 40 g (Na :23g + O :16g +H :1g). Donc : $m \text{ NaOH} = C.M.V$
 $= 0.1 \times 40 \times 50.10^{-3} = 0.2\text{g}$.

NB : Une solution de concentration $C=1 \text{ mol/l}$, peut être dite aussi quelle est à **1M**.

1. 7. La normalité (N)

Exprime le nombre d'équivalent-gramme de **soluté** dans un litre de **solvant**. C'est la quantité de soluté comprenant une mole de particules considérées (H^+ , OH^- , e^-).

$N = Z. M$ (N = normalité, Z = nombre d'équivalent- gramme, M = molarité).

- Pour les bases telles que **NaOH**, Z est le nombre d' OH^- libéré dans la réaction.

Exemple : $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

Cas du **NaOH (1M)** $\rightarrow N = 1 \times 1 = 1 \rightarrow N = 1M$

- Pour les acides, Z est le nombre de H^+ libéré dans la réaction.

Exemples: $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$

Cas du **HCl (1M)** $\rightarrow N = 1 \times 1 = 1 \rightarrow N = 1M$

Cas du **H₂SO₄ (1M)** $\rightarrow N = 2 \times 1 = 2 \rightarrow N = 2M$

1. 8. La dissolution

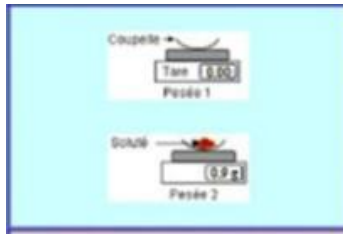
C'est un procédé qui consiste à obtenir une solution finale par dissolution d'un composé solide dans un solvant. Si le solvant est de l'eau distillée, la solution finale obtenue est appelée solution aqueuse. La préparation doit être réalisée dans une fiole jaugée de volume approprié, selon les sept étapes suivantes.

- **Première étape**

Déterminer la masse molaire et déduire la masse du soluté qui correspond à la molarité ou bien à la normalité demandée.

➤ **Deuxième étape**

A l'aide d'une balance électronique, peser la masse du soluté.



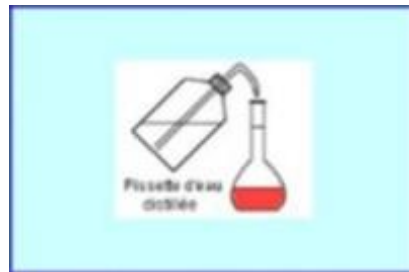
➤ **Troisième étape**

On verse le soluté dans la fiole jaugée de volume appropriée.



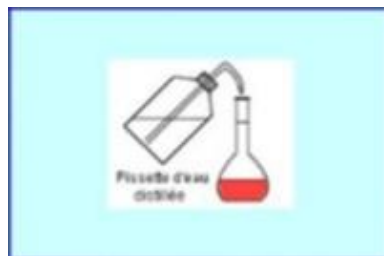
➤ **Quatrième étape**

On ajoute de l'eau distillée au 1/2 de la graduation.



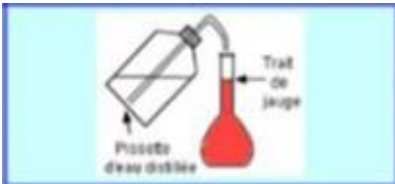
➤ **Cinquième étape**

On agite pour dissoudre mélanger et homogénéiser.



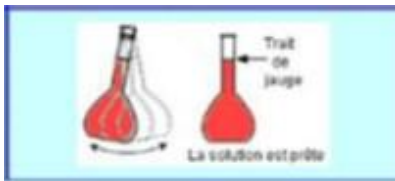
➤ **Sixième étape**

On complète avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.



➤ **Septième étape**

On agite pour homogénéiser.



Enfin, la solution est prête.

1. 9. La dilution

C'est un procédé qui consiste à obtenir une solution finale de concentration inférieure à celle de départ. Diluer une solution aqueuse signifie lui ajouter de l'eau distillée, pour obtenir une solution moins concentrée. La solution initiale que l'on dilue est appelée **solution mère**, la solution finale obtenue est appelée dilution (en biochimie) ou solution fille (en chimie).

Diluer 10 fois une solution aqueuse, c'est ajouter de l'eau à cette solution jusqu'à ce que le volume final soit **10 fois** plus grand que le volume de départ. La concentration est alors divisée par **10**. C'est une dilution au **1/10**. Si on veut un grand volume de dilution, on prend **10 ml** de la solution mère que l'on met dans la fiole jaugée de **100ml** et on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. Au contraire si c'est pour un petit volume de dilution : **1ml** de la solution mère + **9ml** d'eau distillée (dans un tube à essai).

Ce procédé est utilisé pour préparer des solutions de facteur de normalité plus faible, à partir d'une solution plus concentrée. Cela revient à préparer une solution plus diluée.

Quand une solution est diluée son volume augmente et par conséquent, sa concentration diminue. Mais, la quantité du soluté est toujours la même dans les deux solutions. Ces deux solutions de concentrations différentes, contenant les mêmes quantités de soluté, sont reliées par la relation suivante : $C_i V_i = C_f V_f$. En fonction de la normalité, la relation sera : $N_i V_i = N_f V_f$.

2. Manipulations

2. 1. Préparation d'une solution basique par dissolution d'une espèce chimique

Préparer une solution à **0.1M** d'hydroxyde de sodium (**NaOH**) à partir d'un composé solide.

Mode opératoire

Dans une fiole jaugée de **50 ml**, introduire :

1. 10ml d'eau distillée.
2. La quantité de **soude** nécessaire (**m**).
3. Agiter et compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée. (**MM NaOH = 40g /mole**)

2. 2. Préparation d'une solution d'acide chlorhydrique par dilution d'une solution mère

Préparer une solution d'acide chlorhydrique à **0.1M** à partir d'une solution mère à **1M**.

Mode opératoire

Dans une fiole jaugée de **100 ml**, introduire :

1. 50 ml d'eau distillée.
2. Le volume nécessaire d'HCl à **1M**.
3. Agiter et compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée. (**MM HCl = 36,46g/mole**)

Titration acido-basique
Dosage d'un acide fort par une base forte

TP N° 3

1. Généralités

Il existe plusieurs types de titrage selon le type de réaction utilisée. (**Acido-basique**, **Oxydoréduction**, Précipitation, Complexation...etc.). Dont le principe général reste le même. Où, on introduit un volume connu de solution à doser dans un bécher et une solution de concentration connue du réactif titrant dans une burette. On verse progressivement le réactif titrant dans la solution de concentration inconnue. On arrête le titrage quand on atteint le point équivalent du titrage qui est déterminé expérimentalement grâce à l'utilisation d'un indicateur coloré ou par un autre moyen (en général une brusque variation d'une propriété physique).

Dans ce TP, nous allons voir le **dosage d'un acide fort par une base forte (Titration acido-basique)**.

2. Définitions

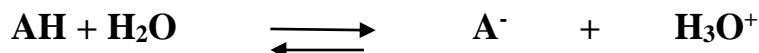
Un Acide : Selon la définition de **Brønsted**, un acide est une espèce chimique susceptible de perdre un ou plusieurs proton(s) (H^+).

Un **acide fort** est un acide qui se dissocie complètement en ions positifs et négatifs, comme l'acide chlorhydrique.

Pour un acide fort AH : La transformation est totale dans une solution aqueuse.



Pour un acide faible AH : La réaction avec l'eau est limitée.



Cela veut dire que la forme basique est susceptible de réagir à nouveau avec H_3O^+ pour redonner la forme acide de départ, selon la réaction inverse $AH + H_2O \leftarrow A^- + H_3O^+$. C'est pour cela que l'on utilise la notation \rightleftharpoons .

Une Base : Toujours selon Brønsted, **une base est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs protons.**

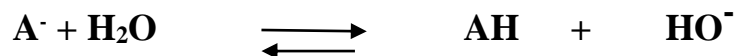
Remarque : Dans la pratique, ces protons peuvent être pris à des molécules d'eau, formant alors des **ions hydroxydes** HO^- . On prend en compte ici uniquement des monobases.

Une base forte est une base qui se dissocie complètement en ions positifs et négatifs, comme la soude (NaOH).

Pour une base forte : Pour une base forte A^- , sa réaction avec l'eau est totale :



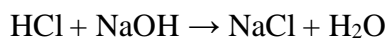
Pour une base faible : Pour une base faible A^- , sa réaction avec l'eau est limitée :



Remarque : La plupart des acides et des bases se dissocient très peu en solution aqueuse.

Exemple : l'acide acétique (CH_3COOH) et l'ammoniaque (NH_3).

Un dosage acido-basique : Est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution. Il fait intervenir une réaction **acide-base** entre le réactif à doser qui est **l'acide (HCl)** et un réactif titrant de concentration connue qui est la **base (NaOH)**. Dont la réaction de titrage est :



C'est à dire, qu'on fait réagir selon une réaction déterminée la substance qu'on veut doser avec une autre substance dont la concentration est connue. Cette réaction est révélée par la présence d'un indicateur coloré, la phénolphtaléine. Cette dernière, change de couleur en fonction du pH.

On dit qu'il y a équivalence lorsque le nombre de mole H_3O^+ apportées par l'acide est égal au nombre de moles OH^- apportées par la base. Le repérage de l'équivalence permet de déterminer la quantité de matière du réactif à doser.

$$C_A V_A = C_B V_B$$

C_A : Concentration molaire de l'acide, V_A : Volume de l'acide

C_B : Concentration molaire de la base, V_B : Volume de la base

Titration acido-basique
Dosage d'un acide fort par une base forte

TP N° 3

3. Manipulation

1. Remplir la burette avec la solution de **NaOH** de concentration $C_B = 0.1 \text{ mol. /l.}$ Puis, l'ajuster à la graduation zéro de la burette.
2. Prendre $10\text{ml} = V_A$ de la solution de **HCl** à doser et les verser dans un bécher de 100 ml.
3. Ajouter dans le bécher 2 à 3 gouttes de **phénolphtaléine**.
4. Poser le bécher sur une feuille blanche au-dessous de la burette.
5. Commencer le titrage en ouvrant le robinet de la burette et en laissant couler doucement la soude tout en agitant la solution de **HCl** au moyen de mouvements circulaires.
6. Titrer la solution de **HCl** jusqu'au point d'équivalence, lorsque la solution de HCl prend une couleur rose pâle persistante. Arrêter le titrage en fermant le robinet de la burette.
7. Noter le volume de **NaOH** versé en ml.

Titration Oxydoréduction

Dosage d'une solution de FeSO₄ par une solution de permanganate de potassium

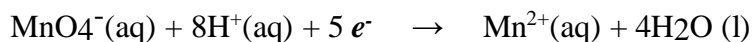
TP N° 4

1. Généralités

Les réactions mettant en présence un oxydant et un réducteur et conduisant à des transferts d'électrons constituent une catégorie très importante, elles sont désignées sous le nom de réactions d'oxydo-réduction (réaction ox-red).

Le permanganate de potassium KMnO₄ se rencontre sous forme de cristaux violets, donnant des solutions violettes qui contiennent les ions K⁺ et MnO₄⁻.

L'ion potassium n'intervient pas dans les réactions ox-red courantes, par contre l'ion MnO₄⁻ fonctionne comme oxydant selon la réaction suivante :



Cette équation montre qu'une mole de permanganate de potassium KMnO₄ peut capter cinq moles d'électrons (soit 5×6.02310^{23}) et représente 5 Eq oxydant.

Dans ce cas : 1Eq oxydant \rightarrow 1/5 mole = 158/5g de permanganate de potassium.
Donc : C (mol/l) = N/5

Le numéro d'oxydation de l'élément Fe dans le composé FeSO₄ passe de +2 à +3.

Titration Oxydoréduction
Dosage d'une solution de FeSO₄ par une solution de permanganate de potassium

TP N° 4

2. Manipulation

1. Préparer la burette, la rincer et la remplir avec la solution de permanganate de potassium ($C = 0.002 \text{ mol/l}$).
2. Prélever à l'aide d'une pipette jaugée un volume $V = 10\text{ml}$ de la solution de FeSO₄, le placer dans un erlenmeyer, y ajouter 10ml d'une solution d'acide sulfurique à 10%.
3. Verser la solution de permanganate de potassium goutte à goutte et noter le volume nécessaire pour que la coloration rose persiste.
4. Refaire l'essai 2 fois et calculer le volume moyen.

Références

TP de 1 - 4

Livres et photocopiés, sites internet, etc :

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