

Niveau : 1<sup>ère</sup> année LICENCE



# ***POLYCOPIE DE TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE 1***



Réalisé par :

**Dr. Hassiba TIGHIDET**

Année universitaire 2023/2024

## Niveau : 1<sup>ère</sup> année LICENCE



### Programme des TPs à réaliser :

**TP n° 1 : Initiation à la manipulation en Chimie 1**

**TP n° 2 : Détermination de quantités de matière**

**TP n° 3 : Préparation de solutions et mesure de densité**

**TP n° 4 : Dosage acido-basique**

Année universitaire : 2023-2024

**TP n°1**

**Initiation à la manipulation en Chimie 1**

**I. Introduction**

Les travaux pratiques de chimie constituent une première expérience pour la plupart des étudiants entamant le cycle universitaire. Pour que ce passage au laboratoire soit couronné de réussite, certaines valeurs doivent être ancrées dans l'esprit du futur chimiste (étudiant) afin de réaliser le travail expérimental d'une manière sécuritaire.

Le travail dans un laboratoire de chimie nécessite de manipuler avec de la verrerie fragile, des appareils de chauffage, des montages complexes et des produits chimiques qui peuvent être dangereux. Il est impératif de prendre conscience des risques associés à la manipulation en cours et d'être capable d'intervenir en cas d'accident.

Pour le bon déroulement des séances de travaux pratiques de chimie, l'étudiant doit se poser certaines questions : Comment doit-on se comporter dans un laboratoire ? Quelles précautions doit-on prendre ? Avec quoi va-t-on manipuler ? Comment doit-on se protéger ? Comment manipuler avec les produits chimiques ?...etc. Pour répondre à ces questions, un bon nombre de règles doivent être connues et appliquées tout au long des TPs afin d'assurer sa propre sécurité et aussi celle des autres.

**II. Règlement intérieur**

- La présence en séances de travaux pratiques de chimie est obligatoire. L'enseignant doit mentionner les absences à chaque séance pour l'évaluation de l'étudiant.
- L'enseignant doit contrôler les présences et doit informer l'administration des absences.
- En cas d'absence justifiée à un TP, l'étudiant ouvre droit à une séance de rattrapage qui sera programmée par l'enseignant. Dans le cas où l'absence n'est pas justifiée, une note de 00/20 lui sera donnée et aucune séance de rattrapage ne lui sera dédiée.
- Trois absences non justifiées aux séances de TP entraîneront l'exclusion du module pour le semestre en cours.
- L'absence à la séance de TP doit être justifiée à l'administration dans les 72h suivant la date d'absence. Un papier administratif (justificatif d'absence) sera délivré et celui-ci doit être remis à l'enseignant dans un délai d'une semaine. La remise d'un justificatif après ce délai sera refusée.
- L'étudiant doit respecter l'avis et les consignes de son enseignant.

### **III. Règles d'hygiène et de sécurité**

Avant de commencer le travail expérimental dans un laboratoire de chimie, l'étudiant doit :

#### **III.1. Avoir un comportement approprié**

- Ne pas **manger** ou **boire**.
- Ne pas mâcher du **chewing-gum**.
- Ne pas utiliser de **téléphone portable**.
- Laisser les allées et les issues dégagées et ne pas encombrer le sol par les sacs,....
- Ne pas encombrer les paillasse par les affaires (classeur, trousse,..).
- Ne pas jouer avec le matériel.
- Ne pas goûter ou sentir les produits chimiques.
- Ne pas porter à la bouche ou au visage ses mains, son stylo,....
- Ne pas courir, ni se déplacer entre les paillasse sans autorisation de votre enseignant.
- Manipuler debout.
- Eviter tout geste ou comportement irréfléchi et précipité même si vous êtes pressé de terminer votre TP. **Soyez concentrés** et ne vous laissez pas distraire.
- Ne pas arriver en retard.
- Respecter les affectations (numéro du laboratoire, groupe, sous-groupe, horaire,...).

#### **III.2. Avoir une tenue adaptée**

- Une blouse longue en coton. Le port de la blouse est obligatoire. L'étudiant n'ayant pas ramené sa blouse sera renvoyé par l'enseignant. La blouse doit être maintenue fermée pendant la manipulation.
- Un pantalon long et des chaussures fermées pour minimiser les zones de peau exposées en cas de projection.
- Les cheveux longs attachés.
- Pas de lentilles de contact car elles peuvent être attaquées par les solvants volatils.
- Si nécessaire, des gants et des lunettes de sécurité.

#### **III.3. Prendre des précautions pour prévenir le danger**

- Ne jamais forcer sur la verrerie en cas d'introduction d'un thermomètre dans un bouchon ou d'une pipette dans une propipette pour éviter les coupures dues aux bris de verre. Toujours tenir le tube de verre près de l'extrémité à introduire.

- Toutes manipulations de produits inflammables doivent être exécutées attentivement et à l'abri de la flamme.
- Ne jamais utiliser un produit non étiqueté et ne jamais mélanger des produits sans savoir au préalable le produit de leur réaction.
- Pour éviter toute contamination du produit de la solution, il ne faut jamais prélever directement du flacon : il faut toujours utiliser un bécher. Comme il ne faut jamais remettre dans le flacon un produit ou une solution déjà prélevée.
- Ne jamais verser de l'eau aux acides concentrés, mais les acides à l'eau.
- Ne jamais pipeter à la bouche des solutions telles que les acides, les bases et toute solutions toxiques ou corrosives. Il faut utiliser une propipette.
- Ne pas déplacer le matériel.
- Laver les mains avant de quitter le laboratoire.

#### **III.4. Bien préparer son TP**

- Avoir le photocopié des TPs dès la première séance.
- Avoir un cahier de laboratoire.
- Préparer à la maison le TP à réaliser. Il faut absolument prendre connaissance des données théoriques et de respecter les démarches établies pour l'exécution de la manipulation.
- Préparer les méthodes de calculs au préalable, dans le cas où le compte rendu est réalisé sur place.
- Suivre minutieusement les étapes mentionnées sur le photocopié et en cas de doute, demandez conseils à l'enseignant.
- S'appliquer, observer et noter.
- Reproduire les résultats sur le cahier de laboratoire ou sur une feuille de mesure.
- Rédiger un compte rendu de la manipulation en répondant aux questions présentes sur le photocopié.

L'étudiant doit laisser la pailasse et la verrerie propres et rangés. Avant de quitter le laboratoire, chaque étudiant doit remettre le matériel à sa place au fond de la pailasse et vérifier si le robinet est fermé.

#### **IV. Déroulement des séances de TP**

La séance de TP de 2h se déroulera comme suit :

## TP 1 : Initiation à la manipulation en Chimie 1

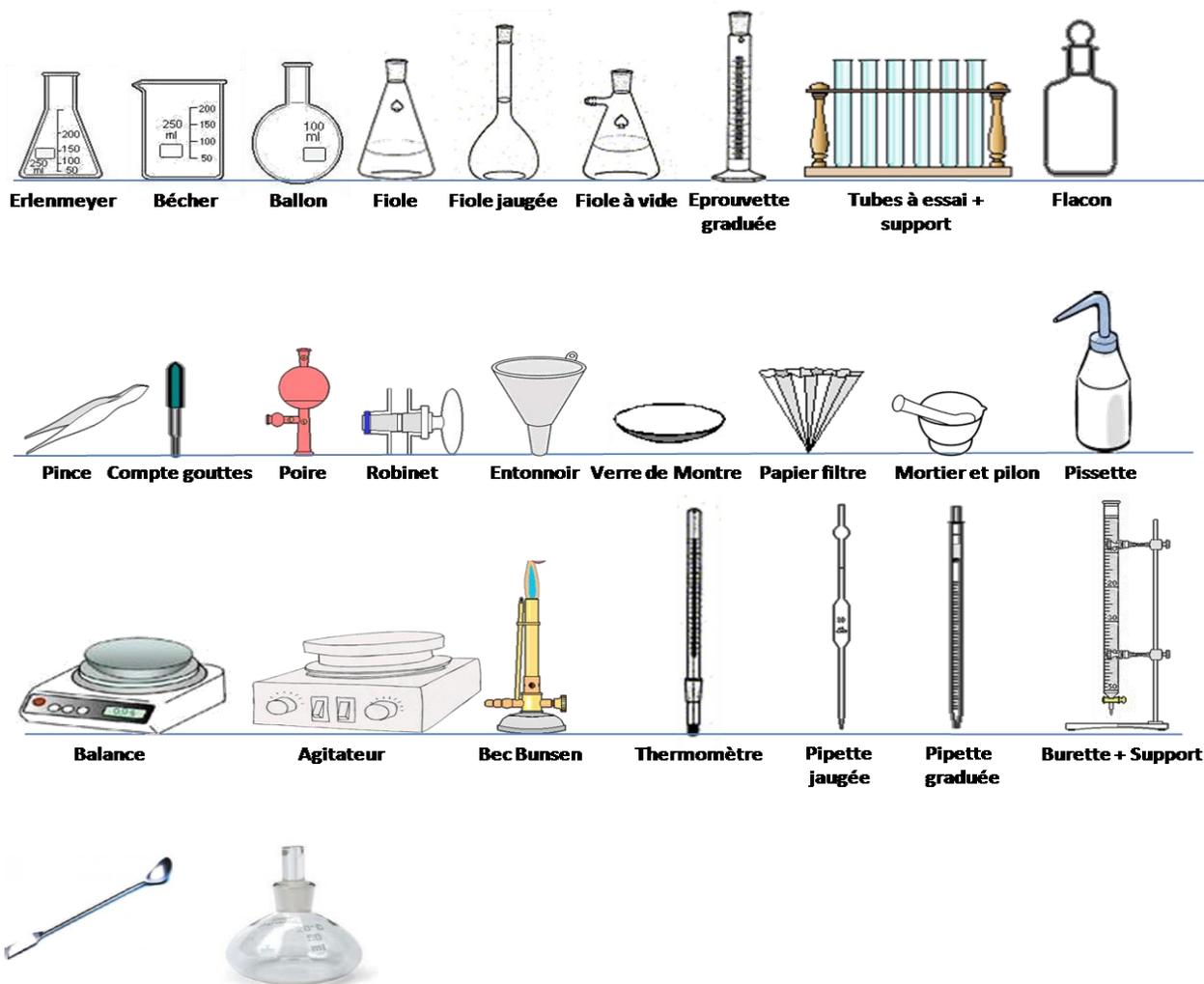
2023 - 2024

- Environ une heure de temps sera dédié à la manipulation où l'étudiant sera tenu de suivre le mode opératoire à la lettre. L'enseignant doit superviser, corriger et noter le travail des étudiants.
- Le reste du temps sera consacré à la rédaction du compte rendu dont le prototype sera remis à l'étudiant à la fin de la manipulation.
- Des questions orales vont être posées à l'étudiant au cours du TP pour mieux l'évaluer et l'orienter.

### V. Étiquettes de danger des substances chimiques (pictogrammes)

| Ancien  | Danger                                      | Signification   | Nouveau   |
|---|---|---|---|
|    | <b>Toxique</b>                              | Produits toxiques pouvant présenter un danger pour la santé ou entraîner la mort en cas d'inhalation, d'ingestion ou d'absorption cutanée. <b>Exemples :</b> produits hivernaux contenant du méthanol comme certains antigels ou dégivrants.        |    |
|   | <b>Corrosif</b>                             | Produits corrosifs ou caustiques pour la peau et les muqueuses en cas de contact. Ils peuvent provoquer de graves brûlures. <b>Exemples :</b> les déboucheurs et détartrants concentrés.  |   |
|  | <b>Inflammable</b>                          | Produits inflammables pouvant s'enflammer facilement au contact d'une flamme ou d'une étincelle, ou sous l'effet de la chaleur. <b>Exemples :</b> white spirit, acétone, lubrifiants et peinture en aérosol (contenant des solvants inflammables).  |  |
|  | <b>Comburant</b>                            | Produits comburants contenant une grande quantité d'oxygène et pouvant provoquer la combustion de substances inflammables ou combustibles. <b>Exemples :</b> ce sont des produits réservés aux professionnels. On ne les trouve pas en supermarché. |  |
|  | <b>Explosif</b>                             | Produits explosifs pouvant exploser au contact d'une flamme, d'un choc, ou sous l'effet de la chaleur ou de frottements. <b>Exemples :</b> feux d'artifice.   |  |
|  | <b>Dangereux pour l'environnement</b>       | Produits dangereux pour l'environnement présentant un risque pour les organismes lorsqu'ils se retrouvent dans la nature. Ils peuvent être mortels pour les poissons ou les abeilles. <b>Exemples :</b> certains produits phytopharmaceutiques.     |  |
|  | <b>Irritant / nocif</b>                     | Produits irritants pouvant causer des démangeaisons, des rougeurs ou des inflammations en cas de contact direct, prolongé ou répété. <b>Exemples :</b> produits de vaisselle et tablettes pour lave-vaisselle.                                      |  |
|  | <b>Dangereux pour la santé à long terme</b> | Ces produits peuvent être cancérogènes, affecter la fertilité ou l'embryon ou encore provoquer des lésions aux organes. <b>Exemples :</b> thinners (diluants pour peintures).   |  |
|   | <b>Récipient sous pression</b>              | Ces produits sont conservés sous pression, par exemple les bouteilles d'oxygène.  |  |

VI. Matériels de laboratoire et verreries



Spatule

Pycnomètre

**Burette :** C'est un tube en verre cylindrique gradué, qui se termine par un robinet et un tube étroit, et fixé en son milieu sur un support par une pince de Mohr.

**Pipette :** C'est un tube avec ou sans réservoir, qui permet à l'aide d'une poire de prélever des quantités bien précises de liquide. On distingue deux types de pipettes : graduées et jaugées.

**Eprouvette :** C'est un cylindre gradué qui permet de prélever des volumes bien précis, mais sa précision est faible comparée à celle de la pipette.

**Fiole jaugée :** C'est un ballon ayant un col étroit avec un trait de jauge. Elle est utilisée pour la préparation ou dilution des solutions.

**Entonnoir :** Il est utilisé pour faciliter l'introduction des liquides dans les fioles, les burettes..... Il existe aussi des entonnoirs pour solides avec un tube inférieur plus large.

**Bécher** : C'est un récipient cylindrique gradué qui sert à conserver des solutions ou des échantillons.... (NB : le bécher n'est pas utilisé pour prélever des volumes précis).

**Erlenmeyer** : Il a une forme conique et est utilisé généralement pour les dosages.

**Verre de montre** : Il permet de peser des quantités de produits.

**Spatule** : Elle sert à prélever des quantités de produits en poudre à partir des flacons.

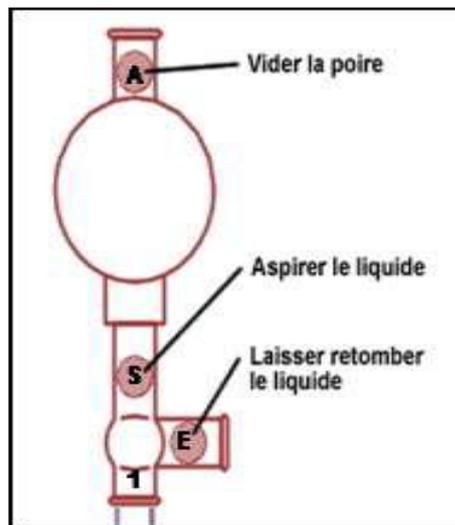
**Balance** : Elle permet de peser des masses bien précises de produits. Il existe plusieurs types de balances. Dans notre cas, on utilise les balances électroniques.

## VII. Utilisation de certaines verreries

### VII.1. Pipette

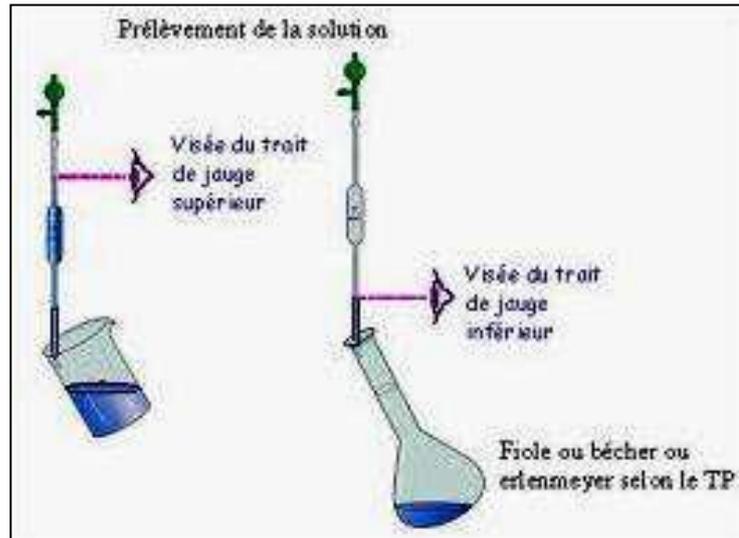
Le pipetage à la bouche est strictement interdit en raison du risque d'avaler un solvant toxique ou corrosif. On utilise donc une propipette qui se place à l'extrémité de la pipette.

Afin de créer l'aspiration qui va permettre de prélever le liquide :



- Presser la poire en pressant sur la valve "A".
- Enfoncer légèrement l'embout de la pipette dans la propipette dans l'orifice prévu à cet effet (noté 1 sur le schéma).
- Immerger la pipette dans la solution et aspirer le liquide en appuyant sur la valve "S".
- Vider le liquide dans le bécher en appuyant sur la vanne "E". Afin que le liquide ne se déverse pas trop rapidement, faire un angle de 45° entre le bécher et la pipette en plaçant la pointe de celle-ci contre la paroi du bécher tout en la gardant bien verticale.

*La lecture* : au trait doit s'effectuer à hauteur des yeux.



*Nettoyage* : il faut veiller à ne pas introduire de liquide à l'intérieur de la poire. Si par accident, du liquide rentre à l'intérieur, bien rincer avec de l'eau et sécher au mieux avec du papier absorbant.

*Précision des pipettes jaugées* : La précision de la pipette est un critère important d'achat et d'utilisation. Pour les dosages, seules les "jaugées" peuvent être utilisées, les pipettes graduées n'étant pas assez précises.

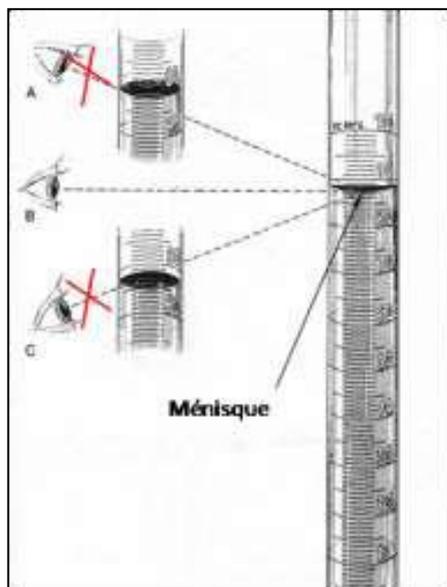
## VII.2. Burette

Une burette est un tube en verre gradué et étalonné muni d'un robinet servant à verser lentement le réactif lors d'un dosage. Elle existe sous plusieurs formats : 25 mL et 50 mL étant les plus courants. Les graduations sont en général précises à 0,05 mL mais peuvent également être de 0,1 mL.

*Mode d'emploi* :

- Verser une petite quantité de réactif dans la burette afin de la rincer.
- Après rinçage, la remplir entièrement et ouvrir le robinet pour éliminer les éventuelles bulles d'air coincées au niveau du robinet.
- La remplir à nouveau et faire le zéro en vidant lentement le surplus de solution titrante.
- Lors du dosage, verser des volumes par palier de 1 mL en resserrant les volumes au niveau du point équivalent jusqu'à faire un goutte à goutte pour avoir une précision suffisante.
- Après dosage, vider entièrement la burette et rincer avec de l'eau distillée. Lorsque la burette reste inutilisée, la remplir d'eau distillée.

*Lecture* : On effectue la lecture de volume au bas du ménisque en maintenant l'œil face à la graduation pour éviter l'erreur de parallaxe (voir A & C). Le bas du ménisque doit coïncider avec la graduation. L'œil est face à la graduation pendant la lecture (voir B).



*Maintenance* : le robinet peut être en verre ou en Téflon. Pour celle ayant un robinet en verre, il est conseillé de graisser celui-ci avec une graisse silicone (utilisée pour les rodages par exemple) de temps en temps afin d'éliminer tout risque de grippage.

TP n°2

Détermination de quantités de matière

I. Introduction

La notion de quantité de matière est très importante pour le chimiste. C'est une grandeur qui permet de compter des entités physiques ou chimiques. Elle est noté « n » et a pour unité la « mole ».

Le calcul de la quantité de matière permet de relier le monde microscopique des molécules à celui macroscopique des expériences et aussi de définir la masse des objets à partir de leurs constituants élémentaires.

La quantité de matière ne doit pas être confondue avec la masse qui s'exprime en kilogramme « Kg ». La différence entre les deux est la masse molaire, notée « M ».

I.1. Mole et nombre d'Avogadro

La mole est l'unité utilisée pour indiquer une quantité de matière. Elle correspond au nombre d'atomes contenus dans 12g de carbone 12. Elle permet de dénombrer les atomes d'un élément chimique  ${}^A_ZX$  contenus dans un échantillon de matière par « paquets » de  $N_A$  atomes.

Un tel « paquet » s'appelle une **mole d'atomes** de cet élément chimique.

Le nombre d'Avogadro ( $N_A$ ) est défini comme le nombre d'entités élémentaires (atomes, molécules, ou ions en général) qui se trouvent dans une mole de matière.

L'expression qui relie la quantité de matière au nombre d'avogadro est :  $n = N/N_A$

Avec : n : la quantité de matière, exprimée en moles (mol)

N : le nombre d'entités de même espèce en jeu dans le système

$N_A$  : la constante d'Avogadro. Sa valeur est :  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

I.2. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes d'une espèce chimique. Elle se note M et s'exprime en gramme par mole ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

I.3. Masse atomique

La masse d'un atome exprimée en u.m.a est donnée par la somme des masses de ces divers constituants :

$$m_{\text{atome}} = Z m_p + N m_n + Z m_e$$

La masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons et des protons. Nous pourrions donc la négliger.

$$m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg et } m_{\text{atome}} \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A.$$

Avec  $A = Z + N = \text{Nombre de masse}$ .

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en  $\text{g mol}^{-1}$  sont pratiquement égales à son nombre de masse  $A$ . Cette approximation sera valable et pourra donc être utilisée si on n'a pas besoin d'une précision extrême.

## **II. But du TP :**

- Savoir déterminer expérimentalement la quantité de matière d'un échantillon solide ou liquide.
- Savoir prélever expérimentalement une quantité de matière donnée d'un solide ou d'un liquide à l'aide d'une balance ou d'une éprouvette graduée.
- Connaitre la verrerie nécessaire pour effectuer un prélèvement solide ou liquide.

## **III. Principe du TP :**

- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

## **IV. Matériels utilisés :**

Échantillons solides (Chlorure de potassium, Sulfate de sodium, Acide salicylique) et liquides (Eau, Méthanol et Acide acétique), balance électronique, spatule, coupelle de pesée, éprouvettes graduées, pissette d'eau distillée.

## **V. Partie expérimentale et questions:**

### **V.1. Détermination de la masse et de la quantité de matière des échantillons solides :**

#### **1. Partie I**

Mesurer à l'aide d'une balance électronique la masse des échantillons des solides suivants : Chlorure de potassium, Sulfate de sodium et Acide salicylique.

#### **Questions :**

1. De quel matériel se sert-on pour prélever des quantités de solides ?
2. Quelle grandeur faut-il connaître pour faire des prélèvements de substances avec une balance ?

3. Donner l'expression de la masse molaire en fonction des protons et des neutrons.
4. Donner la relation entre la masse atomique en uma et la masse molaire atomique en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
5. Rappeler la relation entre la masse  $m_x$  de l'échantillon, la quantité de matière  $n_x$  et la masse molaire  $M_x$  de l'échantillon.
6. Compléter le tableau 1.
7. Calculer le nombre d'atomes de sodium, d'oxygène et de soufre contenu dans l'échantillon de sulfate de sodium.
8. Comparer les masses molaires moyennes calculées à partir des nucléons (protons et neutrons) avec les masses molaires calculées en utilisant le tableau périodique. Justifier la différence.

**Tableau.1**

| <b>Espèce chimique</b>   | <b>Chlorure de potassium</b> | <b>Sulfate de sodium</b> | <b>Acide salicylique</b> |
|--|------------------------------|--------------------------|--------------------------|
| Formule chimique   |                              |                          |                          |
| Masse de l'échantillon (g)   |                              |                          |                          |
| Masse molaire (tableau périodique) ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )                        |                              |                          |                          |
| Masse molaire calculée en utilisant la masse des nucléons ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) |                              |                          |                          |
| Masse atomique ou moléculaire (uma)  |                              |                          |                          |
| Quantité de matière (mol)  |                              |                          |                          |
| Nombre de molécules  |                              |                          |                          |

## 2. Partie II

A l'aide d'une balance électronique, peser une masse de 5g d'un échantillon de chlorure de potassium et de sulfate de sodium. Comparer les deux échantillons en utilisant deux tubes à essai ou deux éprouvettes graduées.

### Questions

1. Comparer les deux tubes à essai contenant 5g de chlorure de potassium et de sulfate de sodium.

2. Les deux échantillons ont-ils le même volume?
3. Calculer la quantité de matière correspondante à la masse des deux échantillons.
4. Les quantités de matières des deux échantillons sont-elles identiques
5. Des prélèvements d'espèces solides de masses égales contiennent-ils la même quantité de matière. Conclure.

**V.2. Détermination de la masse, du volume et de la quantité de matière des échantillons liquides :**

A l'aide d'une balance électronique peser les échantillons liquides suivants : l'eau distillée, le méthanol et l'acide acétique, ensuite lire le volume indiqué sur chaque tube d'échantillon.

**Questions :**

1. Déterminer le nombre de moles contenues dans chaque échantillon.
2. Donner la relation entre la masse volumique, la masse et le volume de l'échantillon. Ensuite donner la relation entre la masse volumique, le volume, la quantité de matière et la masse molaire de l'échantillon.
3. Compléter le tableau 2.
4. Peut-on retrouver les mêmes masses des échantillons en utilisant les masses volumiques données dans le tableau 2 ? Conclure.
5. Une même masse correspond-elle à une même quantité de matière et au même volume pour les échantillons d'eau et d'acide acétique ? justifier votre réponse en utilisant comme masse d'échantillon de 5g.
6. Conclure.

**Tableau .2**

| Espèce chimique  | Eau | Méthanol | Acide acétique |
|--|-----|----------|----------------|
| Formule chimique   |     |          |                |
| Masse de l'échantillon (g)                                       |     |          |                |
| Volume de l'échantillon (cm <sup>3</sup> )                       |     |          |                |
| masse Molaire (g.mol <sup>-1</sup> )                             |     |          |                |
| Masse volumique (g.cm <sup>-3</sup> )                            | 1   | 0,791    | 1,052          |
| Masse volumique calculée expérimentalement (g.cm <sup>-3</sup> ) |     |          |                |
| Quantité de matière (mol)  |     |          |                |
| Nombre de molécules  |     |          |                |

TP n°3

Préparation de solutions et mesure de densité

I. Introduction

La chimie des solutions fait partie des branches de la chimie qui s'intéresse à toutes les réactions en solution. La solution peut être aqueuse ou organique.

I.1. Notions sur les solutions et les concentrations

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

**Solvant** : C'est le liquide dans lequel le soluté est dissout. Le solvant peut être de l'eau distillée, de l'éthanol,....etc.

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

**Masse molaire (M)** : C'est la masse d'une mole d'un composé exprimée en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

**Quantité de matière (n)** : C'est le nombre de moles que contient cet échantillon :  $n = \frac{m}{M}$  (moles).

**Masse volumique ( $\rho$ )** : C'est le rapport de masse correspondant à un volume V d'une substance :  $\rho = \frac{m}{V} \left(\frac{\text{Kg}}{\text{m}^3}\right)$ .

**Densité (d)** : C'est le rapport de la masse volumique d'une substance à la masse volumique d'une référence :  $d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{ref}}}$ .

**Concentration molaire (Molarité, C)** : C'est la quantité de matière de soluté présente par litre de solution :  $C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} (\text{mol}\cdot\text{l}^{-1})$ .

**Concentration massique ( $C_M$ )** : C'est le rapport entre la masse de soluté et le volume total de la solution :  $C_M = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} (\text{g}\cdot\text{l}^{-1})$ .

**Concentration normale ou normalité (N)** : C'est le nombre d'équivalent-grammes de soluté contenus dans un litre de solution :  $N = \frac{n_{\text{eq.g}}}{V} (\text{eq}\cdot\text{g}\cdot\text{l}^{-1})$ .

**Fraction massique ( $x_m$ )** : C'est le rapport entre la masse du soluté et la masse de la solution :  $x_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}$

**Fraction molaire (x)** : C'est le rapport entre le nombre de moles du soluté et le nombre de moles de la solution :  $x_m = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{solution}}}$

**Dilution :** Adjonction de solvant à une solution pour en diminuer la concentration.

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{filles}} \rightarrow C_m V_m = C_f V_f$$

**I.2. Notions sur le calcul d'erreur de mesure :**

**I.2.1. Incertitude sur une mesure directe :** L'erreur peut être exprimée sous forme de:

**\*Erreur absolue:** c'est la valeur absolue de l'écart entre la valeur vraie  $X_v$  et la valeur mesurée  $X_m$ . La valeur vraie  $X_v$  étant inconnue, l'erreur absolue l'est également.

$$\text{Erreur absolue} = |X_v - X_m| = \text{inconnue}$$

$$\text{Incertitude absolue} = \text{limite supérieure de l'erreur absolue} = \Delta X$$

**\*Erreur relative :** est une valeur inconnue qui est le rapport de l'erreur absolue à la valeur mesurée.

$$\text{Erreur relative} = \frac{\text{Erreur absolue}}{\text{Valeur mesurée}} = \frac{X_v - X_m}{X_m} = \text{inconnu}$$

L'incertitude relative est la limite supérieure de l'erreur relative. C'est le quotient de l'incertitude absolue  $\Delta X$  par la valeur mesurée  $X_m$ .

$$\text{Incertitude relative} = \frac{\text{Incertitude absolue}}{\text{Valeur mesurée}} = \frac{\Delta X}{X_m} = \text{inconnu}$$

**I.2.2. Incertitude sur une grandeur calculée :** on considère les cas importants suivants:

**\*Incertitude absolue sur une somme ou une différence:** lorsque la grandeur composée n'est constituée que de sommes ou de différences:  $y = x_1 \pm x_2 \pm x_3$  alors l'incertitude absolue est donc :

$$\Delta y = \Delta x_1 + \Delta x_2 + \Delta x_3 + \dots$$

Dans une somme ou une différence, les erreurs absolues s'additionnent.

**\*Incertitude sur un produit ou un quotient:** lorsque la grandeur composée n'est constituée que de produits ou de quotients:

Soit la relation entre y et x:

a)  $y = x_1 * x_2$  alors  $\ln y = \ln x_1 + \ln x_2$  et  $\frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} + \frac{dx_2}{x_2}$

L'incertitude relative est donc:  $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2}$

b)  $y = \frac{x_1}{x_2}$  alors  $\ln y = \ln x_1 - \ln x_2$  et  $\frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} - \frac{dx_2}{x_2}$

L'incertitude relative est donc :  $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2}$

c) si la relation entre y et x est :  $y = \frac{x_1 * x_2}{x_3}$

L'incertitude relative est donc :  $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2} + \frac{\Delta x_3}{x_3}$

**\*Incertitude sur un produit de puissance :** lorsque la grandeur composée n'est constituée que d'un produit de puissances :

$$y = x_1^a * x_2^b * x_3^c \quad \text{alors} \quad \ln y = a * \ln x_1 + b * \ln x_2 + c * \ln x_3 \quad \text{et} \quad \frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} + \frac{dx_2}{x_2} + \frac{dx_3}{x_3}$$
$$\frac{\Delta y}{y} = a \frac{\Delta x_1}{x_1} + b \frac{\Delta x_2}{x_2} + c \frac{\Delta x_3}{x_3}$$

**Données pour le TP :**  $\frac{\Delta M}{M} = 0$  ;  $\Delta m = 0,01 \text{ g}$  (balance électronique) ;  $\frac{\Delta C_i}{C_i} = 0$

## II. But du TP

- Préparer une solution par **dissolution** d'une espèce chimique.
- Préparer une solution par **dilution**.
- Mesurer la **densité** d'une solution.
- Calculer les **incertitudes**.

## III. Principe du TP

- Effectuer avec précision des pesées.
- Prélever des volumes de solutions concentrées contenues dans des flacons avec précision.
- Remplir correctement une fiole jaugée en respectant le trait de jauge lors de l'ajustement de la solution.
- Détermination des propriétés d'une solution (densité, concentration, fraction molaire,...).

## IV. Mode opératoire

### 1. Préparation d'une solution par dissolution

- Peser une masse  $m$  de saccharose en utilisant une balance électronique et une coupelle ou un verre de montre ( $m = 1 \text{ g} ; 1,5 \text{ g} ; 2 \text{ g}$ )
- Introduire le solide dans une fiole jaugée de 100 ml en utilisant un entonnoir.
- Rincer le récipient utilisé et l'entonnoir avec une pissette d'eau distillée.
- Remplir la fiole jaugée environ au  $\frac{3}{4}$  avec de l'eau distillée.
- Agiter pour accélérer la dissolution et homogénéiser la solution.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- La solution  $S_1$  est prête.

## **2. Préparation d'une solution par dilution**

- Calculer le volume d'une solution commerciale concentrée d'acide acétique de densité  $d = 1,02$ , contenant 30 % en masse de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , nécessaire pour préparer 100 ml solution de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  de concentration  $C = 0,1 - 0,2 - 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Verser une quantité suffisante d'acide acétique commerciale dans un bécher.
- Prélever le volume calculé précédemment à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette graduée.
- Verser ce volume dans une fiole jaugée contenant un peu d'eau distillée, puis compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.
- La solution  $S_2$  est prête.

## **3. Détermination expérimentale de la masse volumique et de la densité d'une solution**

- A l'aide d'une balance, peser un pycnomètre de 10 ml. Cette masse sera notée  $m_1$ .
- Remplir ce pycnomètre avec la solution  $S_1$  préparés auparavant.
- Peser l'ensemble: pycnomètre + 10 ml de solution. Cette masse sera notée  $m_{\text{pycno+solution}}$ .
- Refaire la même procédure pour la solution  $S_2$ .

## **V. Questions**

- Indiquer le nom des produits, matériels et verreries utilisés pour la réalisation du TP.
- Quelle est la formule brute du saccharose ?
- Déterminer la valeur de la masse molaire du saccharose.
- Indiquer la nature du soluté ainsi que le nom du solvant utilisé pour la solution  $S_1$ ?
- Quelles sont les caractéristiques de la solution aqueuse  $S_1$  obtenue ?
- Déterminer la valeur de la quantité de matière  $n$  du saccharose préparée.
- Calculer la valeur de la concentration molaire et massique de la solution sucrée.
- Calculer la molalité et les fractions molaires  $x_i$  du soluté et du solvant de la solution préparée  $S_1$ .
- Calculer la concentration de la solution commerciale d'acide acétique 30% en masse.
- Indiquer la méthode et la valeur du volume de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  qu'il faut prélever pour la préparation de la solution d'acide acétique  $S_2$ .
- Calculer l'erreur relative commise sur la concentration des solutions  $S_1$  et  $S_2$ .
- Déterminer la masse volumique ainsi que la densité des solutions  $S_1$  et  $S_2$ .
- Conclure.

TP n°4

Dosage acido-basique

I. Introduction

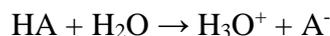
Les acides et les bases sont des espèces chimiques (molécules ou ions) qui interviennent dans les nombreuses réactions de type « acido-basique » en chimie organique et minérale, en référence à divers critères.

Le dosage acido-basique est utilisé afin de déterminer la concentration inconnue d'une solution composée d'un acide ou d'une base, ou d'un mélange. L'intérêt étant de déterminer précisément la quantité de base ajoutée pour neutraliser l'acide. Il existe deux méthodes :

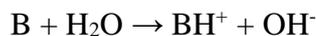
- ✓ l'utilisation d'un indicateur coloré (volumétrie colorimétrique),
- ✓ le tracé de la courbe qui donne le pH en fonction du volume de base ajouté.

I.1. Force des acides et des bases

*Un acide* est toute substance susceptible de céder des protons  $H^+$  au cours d'une réaction chimique. Toutes les solutions acides contiennent des ions hydroniums  $H_3O^+$ .



*Une base* est toute substance capable de fixer des protons  $H^+$  au cours d'une réaction chimique. Toutes les solutions basiques renferment l'ion hydroxyde  $OH^-$ .



I.2. Notion de pH

Le pH est synonyme de la concentration en ion  $H_3O^+$ . Il s'écrit :  $pH = -\log [H_3O^+]$ .

Dans l'eau, on mesure le pH entre 0 et 14 selon que la solution est acide, neutre ou basique.

$pH < 7$  Solution acide

$pH = 7$  solution neutre

$pH > 7$  solution basique

Acide fort (réaction de dissociation totale) : ex. HCl :  $pH = -\log [\text{acide}]$

Base forte (réaction de dissociation totale) : ex. NaOH :  $pH = 14 + \log [\text{base}]$

Acide faible (réaction de dissociation partielle) : ex.  $CH_3COOH$  :  $pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log[\text{acide}])$

Base faible (réaction de dissociation partielle) : ex.  $NH_3$  :  $pH = \frac{1}{2} (pK_a + 14 + \log[\text{base}])$

Solution tampon (mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée ou d'une base faible et de son acide conjugué) : ex.  $NH_4^+/NH_3$  :  $pH = pK_a + \log ([\text{base}]/[\text{acide}])$

### **I.3. Dosage acido-basique**

Les titrages acido-basiques constituent le moyen le plus utilisé pour la détermination des concentrations inconnues par les dosages. Le titrage (dosage) peut être un acide faible par une base forte, une base faible par un acide fort ou encore un acide fort par une base forte.

A la neutralisation, on peut dire que les nombres de mole de l'acide et de la base sont égaux :

$$C_a V_a = C_b V_b$$

En général, la neutralisation est détectée par le changement de couleur d'un indicateur coloré, qui lui-même possède des propriétés acido-basiques.

Le tableau suivant indique les zones de virages de certains indicateurs colorés :

| <b>Indicateur</b>  | <b>Zone de virage de pH</b> | <b>Teinte en milieu acide</b> | <b>Teinte en milieu basique</b> |
|--------------------|-----------------------------|-------------------------------|---------------------------------|
| Héliantine         | 3 - 4,4                     | Rouge                         | Jaune                           |
| Bleu de bromotymol | 6 - 7,6                     | Jaune                         | Bleu                            |
| Phénolphtaléine    | 8,2 - 10                    | Incolore                      | Rose                            |

### **II. But du TP**

- Rechercher la nature des solutions (acide, base ou neutre).
- Savoir réaliser un dosage acido-basique simple.
- Détermination de la normalité, la molarité et la concentration pondérale d'une solution de NaOH inconnue.

### **III. Principe du TP**

Le titrage (dosage) acido-basique est une méthode volumétrique pour la détermination de la normalité inconnue de la base en utilisant la normalité connue de l'acide et inversement.

### **IV. Mode opératoire**

#### **1. Recherche de la nature des solutions**

- Prendre trois solutions non étiquetées dont il faut déterminer la nature (solution 1, solution 2, solution 3). Les trois solutions sont H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaOH et NaCl dans le désordre.
- Prendre deux tubes à essai dans lesquels on introduit dans chacun 1 ml de la solution 1.
- Verser 1 goutte de l'indicateur coloré héliantine dans le premier tube et une goutte de l'indicateur coloré phénolphtaléine dans le deuxième tube.
- Noter la couleur obtenue et distinguer la nature de la solution 1 (acide, neutre, basique).
- Répéter la procédure pour la solution 2 et déduire la nature de la solution 3.

## **2. Dosage d'une base forte (NaOH) par un acide fort (HCl)**

- Prendre 5 ml de la solution de soude NaOH de concentration inconnue ( $N_B = ?$ ) et verser la dans un erlenmeyer bien propre.
- Ajouter 2 à 3 gouttes d'indicateur coloré (bleu de bromothymol).
- Rincer puis remplir la burette avec la solution d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration  $N_A = 0,1 \text{ N}$ .
- Commencer le titrage en ouvrant le robinet de la burette doucement, tout en agitant la solution de NaOH au moyen de mouvements circulaires.
- Continuer le titrage jusqu'au changement de couleur et noter le volume de HCl versé ( $V_A = \dots \text{ ml}$ ).
- Refaire le titrage 2 fois.

## **V. Questions**

- Donner sous forme d'un tableau, les couleurs des solutions 1 et 2 après l'ajout d'héliantine et de phénolphtaléine. Préciser ensuite le caractère acido-basique des trois solutions ainsi que leurs réactions en milieu aqueux.
- Faire un schéma du dispositif de dosage de NaOH par HCl.
- Ecrire l'équation de la réaction de dosage.
- La solution contenue dans l'erlenmeyer à la fin du dosage est-elle acide, basique ou neutre ?
- Calculer la normalité de la soude NaOH ( $N_B$ ).
- Calculer l'incertitude sur la normalité  $\Delta N_B$ .
- Déduire la concentration molaire de la soude.
- Calculer la concentration massique de la soude.
- Quel est le rôle d'un indicateur coloré dans un dosage ?
- Le rajout de l'eau modifie-t-il la position de l'équivalence ?
- Conclure.