

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la
Recherche Scientifique

Université Abderrahmane Mira-Bejaia

Faculté des sciences Exactes

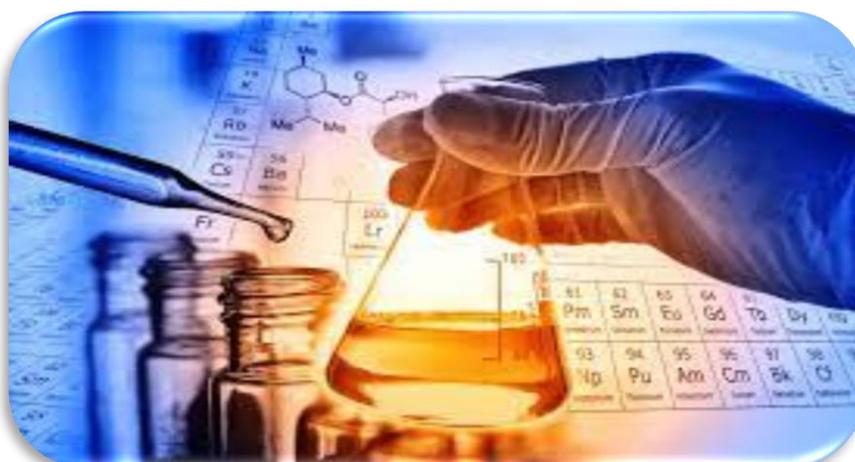
Département de Physique



Protocole de Sécurité dans
un Laboratoire de Chimie

Niveau : Première Année Licence- SM
Module : TP Chimie 1

Polycopie de Travaux Pratiques



Réalisé par :
Dr Boudjada Amina

Année Universitaire : 2023-2024

TP1 : Protocole de Sécurité dans un Laboratoire de Chimie

Le travail dans un laboratoire de chimie nécessite une stricte application des règles de sécurité. Ces règles sont essentielles pour garantir une organisation optimale du travail au sein d'un laboratoire. L'étudiant doit être bien informé sur les procédures à suivre, les exigences vestimentaires lors d'une séance de travaux pratiques, les règles fondamentales de manipulation, des équipements et des produits chimiques, ainsi que les principaux types de verrerie utilisés. De plus, il doit être en mesure de rédiger un compte rendu de manière adéquate.

La question qui se pose est :

Quelles sont les règles et les méthodes de travail dans un laboratoire de chimie?

I. Règle de Sécurité

A. Protection du corps

- ✓ Il est obligatoire de porter une blouse à manches longues fabriquée en coton. Cette mesure vise à protéger la peau des produits manipulés et à réduire les risques de contamination.
- ✓ Les vêtements courts tels que les shorts, les jupes courtes, etc., sont interdits. Cette règle vise à assurer une protection adéquate des jambes et à éviter les risques potentiels liés à l'exposition de la peau.
- ✓ Il est recommandé d'éviter les chaussures trop ouvertes qui pourraient exposer les pieds aux éventuels dangers.
- ✓ Si vous avez les cheveux longs, il est obligatoire de les attacher. Cette mesure est mise en place pour éviter que les cheveux ne tombent dans les produits manipulés, ce qui pourrait entraîner une contamination ou des accidents.

B. Protection des yeux

- ✓ Il est obligatoire de porter des lunettes de protection lors des manipulations.
- ✓ Le port des lentilles de contact est interdit.

C. Protection des mains

- ✓ Si la manipulation nécessite l'utilisation de gants pour assurer votre protection, il est important de les porter. Cependant, il est strictement interdit de porter des gants lors des manipulations impliquant l'utilisation d'un bec Bunsen, d'une plaque chauffante ou d'un bain d'huile.
- ✓ Protéger les plaies éventuelles avec du sparadrap.
- ✓ Laver les gants puis les mains avant de sortir de la salle de travaux pratiques.

D. Protection des voies internes

- ✓ Lorsque vous manipulez des produits susceptibles de dégager des vapeurs nocives, il est essentiel de le faire sous les points ventilés appropriés.
- ✓ Il est strictement interdit de pipeter à la bouche lors des manipulations, utilisez toujours une propipette.

E. Protection de l'environnement

- ✓ Ne pas jeter de produits organiques, de solutions, de métaux lourds ou de solides dans l'évier, car cela peut entraîner des problèmes de pollution de l'eau et de l'environnement. Au lieu de cela, ces produits doivent être collectés dans des flacons de recyclage appropriés et correctement étiquetés.

F. Quelques règles plus générales

- ✓ Ne pas boire, ne pas manger.
- ✓ Manipuler debout.
- ✓ Les habits ne doivent pas être mis sur le paillasse.
- ✓ Eviter tout contact des produits inflammables avec des sources incandescentes.
- ✓ Etiqueter convenablement tout récipient contenant des produits chimiques.
- ✓ Fermer systématiquement tout flacon.
- ✓ Ne pas remettre dans le flacon le produit restant inutilisé sans avis de l'enseignant.
- ✓ Nettoyer immédiatement tout produit, liquide ou solide, répandu sur la paillasse ou sur le sol

G. Le nettoyage

Après avoir terminé les manipulations, assurez-vous de nettoyer soigneusement la verrerie utilisée et nettoyer le plan de travail. Cela contribuera à maintenir un environnement de travail sûr pour les personnes qui les manipuleront par la suite.

Toute la verrerie contenant des solutions aqueuses doit être soigneusement rincée à l'eau du robinet et la verrerie ayant contenu des solvants doit être rincée à l'acétone puis à l'eau.

Il est important de respecter ces règles afin de prévenir les blessures ou les problèmes de santé liés à une exposition inappropriée.

II. Les pictogrammes de sécurité dans le laboratoire

Dans un laboratoire, ou au cours d'une manipulation en chimie, nous utilisons toute une série de produits, ces produits ne sont pas toujours sans danger. Les fabricants indiquent donc sur chaque flacon de produit chimique des pictogrammes pour indiquer les différents dangers.

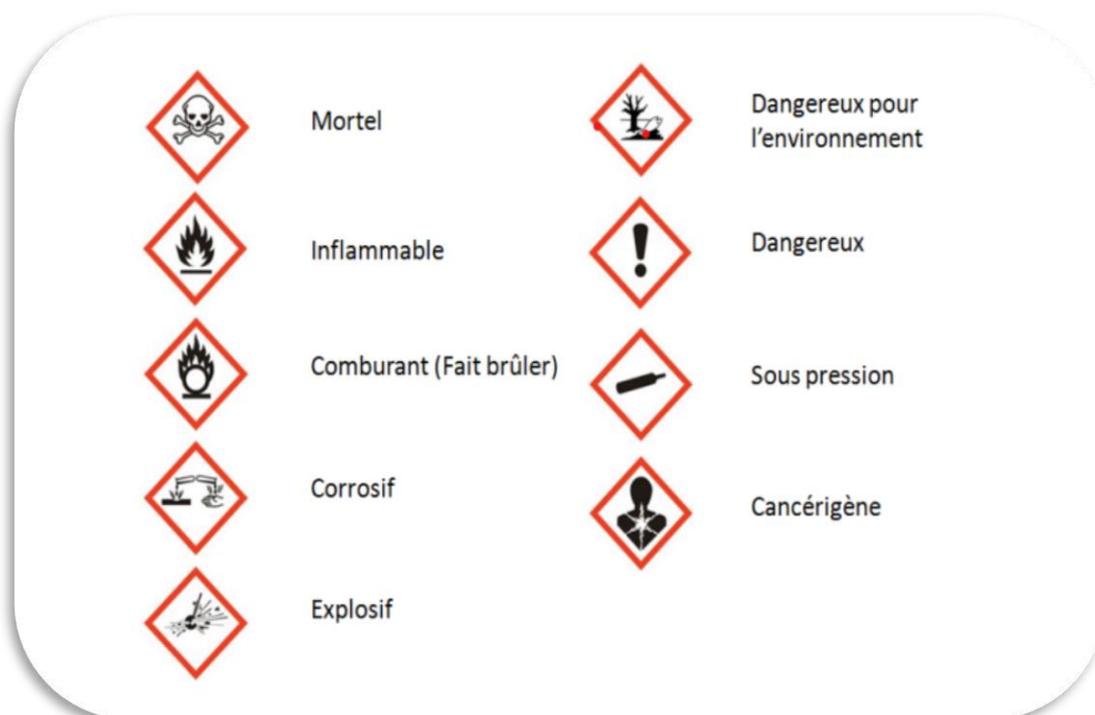
Voici à quoi ressemblent les étiquettes des produits chimiques :



Le mot "ATTENTION" ou "DANGER" apparaît en gras au centre de l'étiquette

- **ATTENTION** est utilisé pour désigner des réactifs ou des mélanges qui ne sont pas très agressifs
- **DANGER** est utilisé pour désigner des réactifs ou des mélanges plus agressif nécessitant plus de précautions.

Les pictogrammes sont au nombre de 9 et sont des carrés posés sur leur pointe et bordés de rouge, elles sont représenté sur le schéma suivant



- **Explication de chaque pictogramme**

Pictogramme de danger pour la santé (tête de mort) : Indique que le produit présente un danger pour la santé humaine, comme une toxicité aiguë, une toxicité chronique, une irritation cutanée ou oculaire, ou des effets nocifs sur des organes cibles spécifiques.

Pictogramme de danger pour la flamme : Indique que le produit est inflammable, c'est-à-dire qu'il peut prendre feu facilement.

Pictogramme de danger pour l'environnement : Indique que le produit peut être nocif pour l'environnement, notamment en termes de toxicité pour les organismes aquatiques ou de dangers pour la couche d'ozone.

Pictogramme de danger pour les explosifs : Indique que le produit chimique est explosif et peut présenter un risque d'explosion s'il est soumis à des conditions spécifiques, telles que la chaleur, le choc,.....

Pictogramme de danger pour les gaz sous pression : Indique que le produit est stocké sous forme de gaz comprimé, liquéfié ou dissous, et peut créer des risques liés à la pression, tels que des fuites ou des explosions potentielles.

Pictogramme de danger pour les produits comburants : Indique que le produit chimique est un comburant, c'est-à-dire qu'il peut favoriser la combustion d'autres substances et intensifier les incendies.

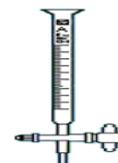
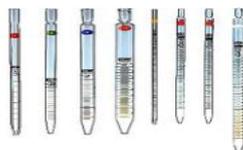
Pictogramme de danger pour les substances corrosives : Indique que le produit chimique est corrosif et peut causer des dommages importants aux tissus vivants, y compris les brûlures cutanées et oculaires.

Pictogramme de danger pour les substances cancérigènes : Indique que le produit chimique est classé comme cancérigène.

Pictogramme de danger pour les substances dangereuses : Indique que le produit chimique présente un danger pour la santé ou la sécurité,

III. Définition de quelques Matériel et verrerie du Lab

		
Becher	Erlenmeyer	Verre de montre
<p>-Permet d'entreposer des produits chimiques (avant un prélèvement par exemple).</p> <p>- Faire quelques réactions.</p> <p>-Bien que gradué, le Bécher ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide. En effet les graduations ne sont qu'indicatives.</p>	<p>La même utilisation que le bécher. On l'utilise dans les dosages colorimétriques car sa forme conique permet de mieux visualiser les changements de couleur dans la solution</p>	<p>Permet d'entreposer de petites quantités de solides. Il est aussi utilisé lors de la pesée d'un composé chimique solide.</p>
		
Eprouvette graduée	Tube à essais	Fiole jaugée
<p>Elle est utilisée pour mesurer des volumes de liquides avec une précision peu importante.</p>	<p>Permet de réaliser des tests qualitatifs avec de petites quantités et une grande visibilité.</p>	<p>Elle est souvent utilisée dans la préparation de solutions.</p>
		
Entonnoir	Cristallisoir	Mortier et pilon
<p>Il permet le transfert de liquides d'un récipient à un autre de manière contrôlée et précise.</p>	<p>On y effectue des cristallisations. Pour cela, on le remplit en général de glace pilée et on y place un autre récipient contenant le produit à cristalliser (bécher en général).</p>	<p>Il permet de faciliter le broyage</p>



Pipette jaugée	Pipette graduée	Burette graduée
Elle permet de prélever très précisément un volume donné.	Elle permet de prélever des volumes variables, mais avec une précision relativement moins élevée par rapport aux pipettes jaugées.	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

• Autres verreries

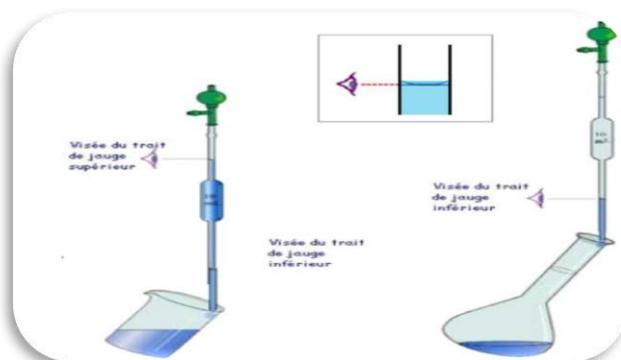
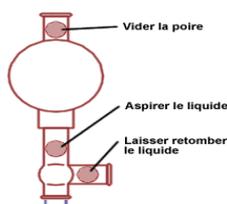


Noix de serrage	Pissette	Papier filtre	Thermomètre	Burette
-----------------	----------	---------------	-------------	---------

➤ *Prélevement d'un liquide à l'aide d'une pipette et d'une propipette*

Pour prélever des liquides de manière sûre et précise, il est recommandé d'utiliser une propipette. Voici comment utiliser une propipette pour prélever un 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.
- 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 (**Suivre le schéma suivant**).



TP 2 : Détermination et prélèvement de la quantité de matière et la masse volumique d'un corps pur

I. Objectifs

- Comprendre la notion de mole et la nécessité de son introduction
- Utiliser la corrélation entre la masse m , la masse molaire M et la quantité de matière n d'un corps donné.
- Détermination de la masse volumique d'un matériau.

II. Rappels Théorique

Masse molaire (M): La masse d'une mole d'un élément chimique, elle est exprimée en g/mol.

Quantité de matière (n) : Le nombre de moles que contiens un élément

$$n = m / M \text{ (moles)} \quad m : \text{masse (g)} \quad M : \text{masse molaire (g/mol)}$$

Constante d'Avogadro (Na): Correspond au nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12,0 g de carbone 12). On la note $N_A =$ nombre d'entités élémentaires contenues dans 1 mole.

$$n = N / N_A \quad (N ; \text{sans unité}) , N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Masse volumique (ρ) : C'est une grandeur physique qui définit la quantité de matière (masse) rencontrée dans une unité de volume donné c'est-à-dire la masse par unité de volume.

$$\rho = m / V \text{ (g/ml ; g/cm}^3\text{)} \quad m : \text{masse (g)} \quad V : \text{volume (ml)}$$

Fraction massique (C %) : C'est le rapport de la masse de composé X ($m_{\text{soluté}}$) contenu dans un certain volume de solution divisée par la masse de ce volume de solution (m_{solution}).

$$\% C = (m_{\text{soluté}} / m_{\text{solution}}) \times 100.$$

Fraction molaire (x): C'est le rapport entre le nombre de mole de soluté et le nombre de mole de la solution.

$$X = (n_{\text{soluté}} / n_{\text{solution}}) \times 100$$

Concentration molaire C (Molarité): C'est le rapport de la quantité de matière de l'espèce chimique par le volume de la solution.

$$C = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}} \text{ (mol/l)}$$

La concentration massique (T) : C'est le rapport entre la masse du soluté et le volume total de la solution.

$$T = m_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}} \text{ (g/l)}$$

La Normalité (N) : C'est le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (V).

$$N = C \cdot Z$$

Remarque :

- Dans une réaction acido-basique ; Z est le nombre d'ions H^+ impliqués dans la réaction.
- Dans une réaction d'oxydo-réduction ; Z est le nombre d'électrons impliqués dans la réaction.

La densité : C'est une grandeur physique qui mesure la compacité ou la concentration de la matière dans une substance donnée. Elle est définie comme la masse par unité de volume d'un matériau ou d'une substance. La densité est généralement exprimée en unités telles que les kilogrammes par mètre cube (kg/m^3) dans le système international (SI).

La formule générale pour calculer la densité (d) est la suivante :

$$d = m/V \text{ (Kg/m}^3\text{)}$$

Pour les liquides et les solides, le corps de référence est l'eau pure.

$$d = \rho_{\text{corps}} / \rho_{\text{eau}}$$

III. Partie Expérimentale (Partie 1)

La question qui se pose est :

Comment prélever une quantité de matière au laboratoire ?

1- Cas des corps purs solides :

Dans cette partie en vas mesurer la masse (*d'un clou en fer, morceau de sucre ,morceau de craie, sel de cuisine, une lame de cuivre*) à l'aide d'une balance électronique après calculer la masse molaire du corps pur considéré, puis en déduire la quantité en mole de l'échantillon et le nombre d'atomes ou de molécules.

Compléter le tableau :

<i>Echantillon</i>	<i>Clou en fer</i>	<i>morceau de sucre</i>	<i>morceau de craie</i>	<i>sel de cuisine</i>	<i>une lame de cuivre</i>
<i>Formule chimique</i>	Fe	C₁₂H₂₂O₁₁	CaCO₃	NaCl	Cu
<i>Masse molaire du corps pur (g.mol⁻¹)</i>	$M=$				
<i>Masse de l'échantillon (en g)</i>	$m=$				
<i>Quantité en mol</i>	$n=$				
<i>Nombre d'entités</i>	$N=$				

Données : $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$,

$M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

2- Cas des corps purs liquides :

Pour préparer une quantité de matière $n = 1,5 \text{ mol}$ *d'eau H₂O et d'éthanol C₂H₅OH*, Nous devons d'abord calculer comme précédemment la masse m de liquide à prélever puis nous mesurons à l'éprouvette graduée le volume V de cet échantillon.

Compléter le tableau :

<i>Espèce</i>	<i>Quantité n (en mol)</i>	<i>Masse molaire M (en g.mol⁻¹)</i>	<i>Masse en (g)</i>	<i>Masse volumique (ρ en g.mL⁻¹)</i>	<i>Volume (mL)</i>
<i>Eau (H₂O)</i>					
<i>Ethanol (C₂H₅OH)</i>					

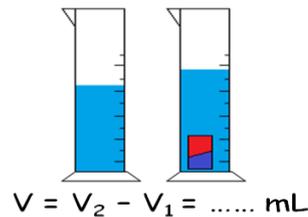
Remarque : détailler les calculs à la suite des tableaux.

Partie 2

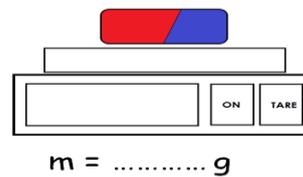
1. Détermination de la masse volumique d'un solide

- Mesurer la masse du solide (**La gomme**) à l'aide d'une balance.
- Verser 50 ml d'eau dans l'éprouvette graduée.
- Déposer avec précaution l'objet solide dans l'éprouvette graduée.
- Prendre le volume total d'eau.
- Effectuer le calcul du volume du solide.
- Calculer la masse volumique du solide.

Détermination du Volume



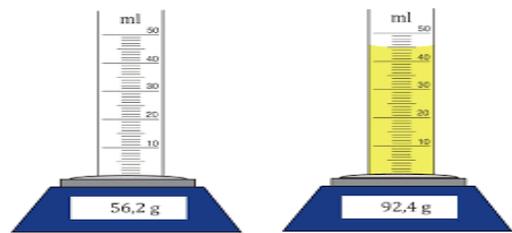
Détermination de la masse



2. Détermination de la masse volumique d'un liquide

- Placez une éprouvette vide de 10 mL sur le plateau de la balance électronique.
- Appuyez sur le bouton de tare pour réinitialiser la balance.
- Versez ensuite avec précaution un volume V du liquide dans l'éprouvette.
- Lisez la masse "m" correspondante affichée sur l'écran de la balance.
- Effectuez le calcul de la masse volumique et comparez-la avec les valeurs théoriques fournies ci-dessous.

Liquide	Masse volumique (g /ml)
Huile d'olive	0.920
Eau douce	1.00



TP 3 : Préparation d'une solution (Chlorure de Sodium)

I. Objectifs

- Elaborer un protocole de dissolution.
- Mettre en œuvre un protocole de dilution.

II. Rappels Théorique

Solution : Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs substances, où une substance, appelée le soluté, est dissoute dans une autre substance, appelée le solvant. Dans une solution, les particules du soluté sont dispersées uniformément dans le solvant, ce qui signifie que la composition, les propriétés physiques et chimiques sont uniformes dans tout le mélange. Les solutions peuvent être constituées de solides, de liquides ou de gaz, en fonction de la nature des substances impliquées.



Solvant : Un solvant est un liquide qui a la propriété de dissoudre et de diluer d'autres substances sans les modifier chimiquement et sans lui-même se modifier.

Soluté : Substance qui est dissoute dans un solvant pour constituer une solution.

(Lorsque le solvant est l'eau, on a une solution aqueuse et quand le solvant est de l'alcool, on parle de solution alcoolique).

Réactif : Toute substance qui disparaît au cours d'une réaction chimique.

Produit : Toute substance qui apparaît au cours d'une réaction chimique.

III. Préparation d'une solution par dissolution

La préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide se fait en pesant la masse du composé qu'on voudrait dissoudre et introduire dans quelques parties de solvant, ensuite ajouter du solvant et agiter pour homogénéiser la solution de volume désiré.

Préparation de 100 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl de concentration 0,1 mol.L⁻¹

Pour préparer cette solution à la concentration requise, il est essentiel de connaître la quantité de soluté nécessaire ainsi que le volume de la solution à préparer. Généralement, le volume est mesuré à l'aide d'une fiole jaugée lors de la préparation de la solution. Cependant, la masse n'est souvent pas précisée, ce qui signifie qu'il faut la calculer avant de commencer les opérations.

En utilisant la formule suivante : $C = m/V \Rightarrow m = C \times V$

Matériel et produits

- ✓ Chlorure de sodium solide (NaCl)
- ✓ Verre de montre
- ✓ Spatule
- ✓ Balance
- ✓ Eau distillée



- ✓ Fiole jaugée
- ✓ Eprouvette
- ✓ Entonnoir
- ✓ Bouchon de caoutchouc

Protocole expérimentale pour avoir cette solution

1. Placer un verre de montre bien sèche sur la balance et agir le bouton tare et peser avec précision la masse de chlorure de sodium précédemment calculée.
2. Introduire avec précaution le chlorure de sodium dans une fiole jaugée de volume 100 mL en utilisant un entonnoir.
3. Rincer le verre de montre avec de l'eau distillée, l'eau de rinçage étant recueillie dans la fiole jaugée.
4. Remplir la fiole jaugée aux 2/3 avec de l'eau distillée et après l'avoir bouchée, agiter la pour dissoudre le chlorure de sodium.
5. La dissolution étant terminée, ajouter l'eau distillée à l'aide de la pissette jusqu'au trait de jauge.
6. A la fin reboucher et homogénéiser la solution (**Suivre schéma 1**)

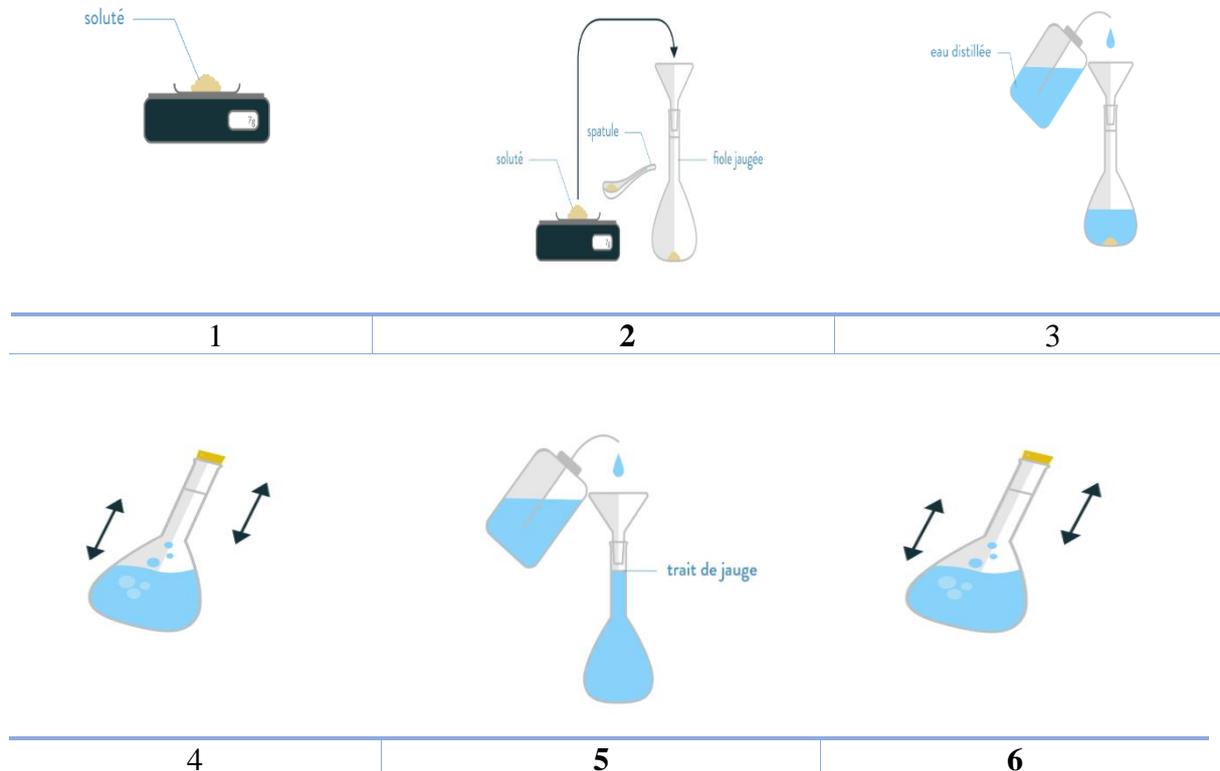


Schéma 1

VI. Préparation d'une solution par dilution

La préparation d'une solution par dilution nécessite de prendre la solution existante et d'y ajouter du solvant pour réduire sa concentration. Avant de commencer la manipulation, il est essentiel de déterminer quelle quantité de la solution d'origine sera utilisée pour créer la nouvelle solution diluée. Cette étape préliminaire implique la connaissance des concentrations initiales et finales des solutions, ainsi que le volume final de la nouvelle solution.

En utilisant la formule suivantes : $C_i \times V_i = C_f \times V_f \Rightarrow V_i = C_f \times V_f / C_i$

- La solution initiale utilisée est appelée la solution mère. Le volume prélevé de la solution mère sera noté V_i et sa concentration molaire C_i .
- La solution finale préparée est appelée la solution fille. Le volume préparé de la solution fille sera noté V_f ($V_f = V_i + V_{\text{eau ajoutée}}$) et sa concentration molaire C_f .

Préparation de 100 mL d'une solution de NaOH 0,01 N à partir de la solution mère

Matériel et produits

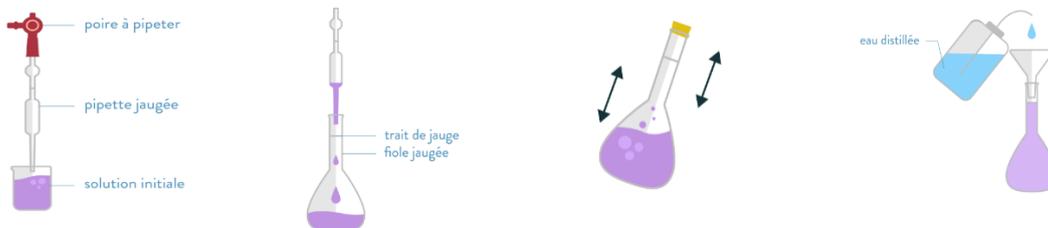
- ✓ chlorure de sodium $C_m = 1 \text{ mol.L}^{-1}$
- ✓ Eau distillée
- ✓ Pipette jaugée
- ✓ Fiole jaugée de 100 ml
- ✓ Bouchon de caoutchouc



Protocole expérimentale pour avoir cette solution

Il faut d'abord déterminer le volume V_i à prélever de la solution mère.

1. Prélever à l'aide d'une pipette jaugée munie d'une propipette le volume V_i de la solution mère initiale.
2. Introduire ce volume dans une fiole jaugée de volume V_f .
3. Remplir jusqu'à environ la moitié la fiole jaugée avec de l'eau distillée et l'agiter latéralement.
4. Puis compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge (Suivre Schéma 2).



1	2	3	4
---	---	---	---

Schéma 2

TP4 : Méthode de neutralisation (dosage acido-basique)

Partie 1 : Dosage de l'acidité d'un lait

Partie 2 : Dosage du vinaigre commercial par la soude

I. Rappels théorique

Généralité sur le dosage

Le dosage acido-basique est une méthode utilisée pour déterminer la concentration inconnue d'une solution contenant un acide, une base ou un mélange des deux. Si la solution dont la concentration est inconnue est un acide, on ajoute une base afin de neutraliser l'acide. L'objectif est de mesurer précisément la quantité de base ajoutée nécessaire pour neutraliser l'acide.

Un **acide (noté HA)** est une substance capable de donner un ou plusieurs protons sous forme d'ion hydrogène H^+ à une autre substance : c'est un **donneur de proton**.



Une **base (noté B)** est une substance capable de recevoir un ou plusieurs protons sous forme d'ion hydrogène H^+ provenant d'une autre substance : c'est un **accepteur de proton**.



A l'équivalence le nombre de moles H_3O^+ apportées par l'acide doit être égal au nombre de moles de OH^- apportées par la base. Cela entraîne $N_A V_A = N_B V_B$

N_A La concentration normale de l'acide, V_A volume de l'acide.

N_B La concentration normale de la base, V_B volume de la base.

Il existe différentes méthodes pour suivre l'évolution de la réaction lors d'un dosage. Dans tous les cas, l'objectif est d'observer le point d'équivalence, qui correspond au moment où le réactif limitant de la réaction de dosage change.

Type de titrage	Observation
Colorimétrique	Couleur de la solution
Conductimétrique	Conductivité de la solution
Spectrophotométrique	Absorbance de la solution
pH-métrique	pH de la solution

Dans notre cas on a choisi d'utiliser la méthode colorimétrique (Utilisation d'un indicateur coloré).

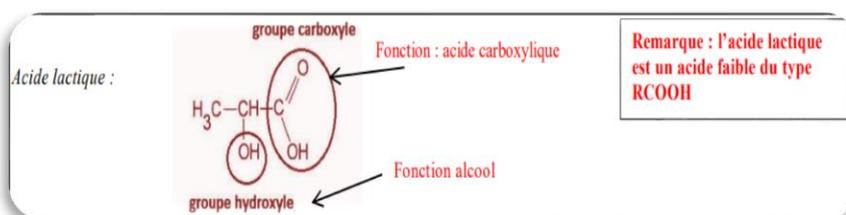
- Un **indicateur coloré** est une substance dont la couleur est caractéristique d'une propriété physique de la solution.
 - La couleur d'un indicateur coloré *acido-basique* dépend du pH de la solution.
 - La couleur d'un indicateur coloré d'*oxydoréduction* dépend du potentiel redox de la solution.
- **Indicateur coloré acido-basique** est un composé chimique qui présente des propriétés acido-basiques et dont la forme acide et la forme basique présente des couleurs

différentes, cela permet donc de distinguer simplement le milieu (acide ou basique) de la solution (Voir le tableau suivant).

Indicateur	Teinte (Acide)	Zone de virage	Teinte (Base)
Hélianthine		3.1-4.4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6-7.6	Bleu
Phénophtaléine	Incolore	8.2-10	Rose

II. Objectifs

- Détermination de la concentration d'un lait en acide lactique de formule ($\text{CH}_3\text{-CHOH-COOH}$).
- Détermination du degré d'acidité du vinaigre.



III. Partie expérimentales

- Réactifs et verreries utilisés

Réactifs	Matériels et verreries	
	Matériels	Verreries
Hydroxyde de sodium Phénolphtaléine Lait Eau distillée Vinaigre	Agitateur magnétique Barreau aimanté	Erlenmeyer de 250ml Pipette Burette de 25 ml Eprouvette graduée de 100 ml

Partie 1 : Dosage de l'acidité d'un lait

1. Pour préparer la solution à doser, suivez les étapes suivantes :

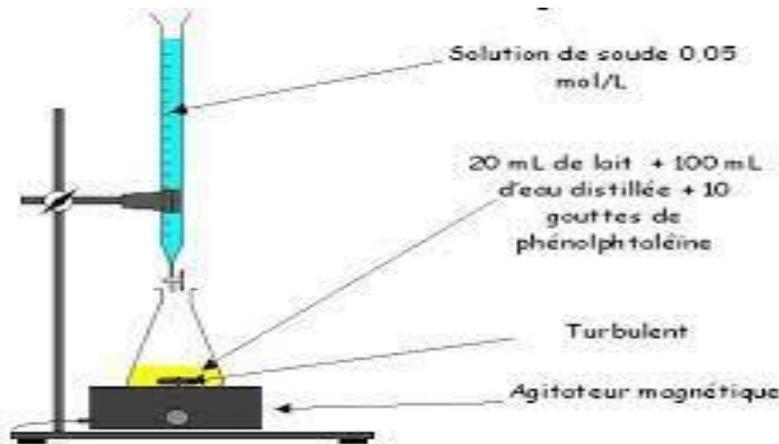
- Prenez un erlenmeyer d'une capacité de 250 mL.
- Utilisez une pipette pour prélever avec précaution 20,0 mL de lait. Après utilisation, assurez-vous de nettoyer soigneusement la pipette.
- Ajoutez environ 150 mL d'eau distillée dans l'erlenmeyer.
- Ajoutez 15 gouttes de phénolphtaléine à la solution.

2. Pour effectuer le dosage, suivez les étapes suivantes :

- Prenez une burette et remplissez-la avec la solution de soude de concentration molaire $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- Introduire un barreau aimanté dans l'erlenmeyer
- Placer l'erlenmeyer de dosage sous la burette sur l'agitateur
- Régler l'agitateur afin d'homogénéiser le mélange dans l'erlenmeyer

- Versez la solution de soude goutte à goutte depuis la burette dans l'erenmeyer contenant la solution à doser tout en agitant continuellement le mélange. Arrêtez l'ajout de la solution de soude dès le changement de couleur. Notez le volume de solution de soude utilisé.

Remarque : Refaire le titrage 2 fois de plus. La différence entre deux valeurs successives de NaOH ne doit pas dépasser 0.05 ml.



Partie 2 : Dosage du vinaigre commercial par la soude

1. Préparation de la solution diluée de vinaigre

- Utilisez une pipette préalablement rincée au vinaigre pour prélever avec précision 10 mL de vinaigre commercial.
- Placez les 10 mL de vinaigre dans une fiole jaugée de 100 mL préalablement rincée à l'eau distillée.
- Complétez la fiole avec de l'eau déminéralisée jusqu'au trait de jauge.
- Bouchez la fiole et agitez-la pour homogénéiser la solution.

2. Dosage du vinaigre dilué par une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH)

Voici les étapes pour le processus de dosage de la solution diluée de vinaigre :

- Utilisez une pipette jaugée pour prélever avec précision 10 mL de la solution diluée de vinaigre.
- Transférez les 10 mL dans un erlenmeyer.
- Diluez la solution en ajoutant un peu d'eau déminéralisée.
- Ajoutez 3 gouttes d'indicateur coloré, comme la phénolphtaléine.
- Remplissez la burette avec la solution d'hydroxyde de sodium fournie, qui a une concentration de 0,1 mol/L (C_B).
- Placer l'erlenmeyer de dosage sous la burette sur l'agitateur
- Versez la solution de soude goutte à goutte depuis la burette dans l'erenmeyer contenant la solution à doser tout en agitant continuellement le mélange.
- Indiquer la valeur du volume d'hydroxyde de sodium V_B correspondant à la zone de virage.
- Répéter l'expérience 3 fois.

TP5 : Tests de reconnaissance de quelques ions dans l'eau minérale

Introduction

Un test de reconnaissance fait référence à tout test chimique qui permet d'identifier la présence d'une espèce dans une solution. Nous allons maintenant expliquer comment il est possible de détecter la présence des principaux ions dans deux types d'eau minérale.

Objectifs

L'objectif de la manipulation proposée est de caractériser certains ions présents dans une eau minérale en réalisant des tests caractéristiques. Ensuite, nous procédons à la détection de certains ions dans l'eau minérale et comparons les résultats obtenus avec les indications figurant sur l'étiquette.

Principe

Afin de détecter certains ions en solution aqueuse, nous effectuons des tests. Certains ions positifs et négatifs sont considérés comme incompatibles et forment un précipité solide lorsqu'ils sont présents ensemble dans la solution, en introduisant l'autre ion incompatible du "couple". La couleur du précipité formé permet d'identifier l'ion présent dans l'eau.

Réalisation du protocole

Réactifs et verreries :

- Nitrate d'argent
- Chlorure de baryum
- Oxalate d'ammonium
- Eau minérale (deux types)
- Tubes à essais, porte tube, bécher.

1. Lecture de l'étiquette

	Nom de l'eau minérale	La minéralisation caractéristique
<i>Eau minérale 1</i>		
<i>Eau minérale 2</i>		

2. Identification des ions chlorures, sulfates et calcium

- Ajouter environ 50 ml d'eau minérale dans le bécher.
- Prélever 2 ml d'eau minérale à l'aide de la pipette et les verser dans un tube à essai.
- Répéter la même opération pour remplir 2 autres tubes à essai.
- Effectuer les tests en ajoutant quelques gouttes du réactif approprié dans chaque tube.
- Observer et noter la couleur du précipité si il en apparaît un.

Remarque : Répéter la même opération pour la deuxième marque d'eau minérale.

Eau minérale 1	Tube N°1	Tube N°2	Tube N°3
Ion à identifier	Ion Cl⁻	Ion SO₄²⁻	Ion Ca²⁺
Réactif utilisé	Nitrate d'argent (Ag ⁺ , NO ₃ ⁻)	Chlorure de baryum (Ba ²⁺ ; 2Cl ⁻)	oxalate d'ammonium (2NH ₄ ⁺ ; C ₂ O ₄ ²⁻)
Couleur du précipité			

Eau minérale 2	Tube N°1	Tube N°2	Tube N°3
Ion à identifier	Ion Cl⁻	Ion SO₄²⁻	Ion Ca²⁺
Réactif utilisé	Nitrate d'argent (Ag ⁺ ; NO ₃ ⁻)	Chlorure de baryum (Ba ²⁺ ; 2Cl ⁻)	oxalate d'ammonium (2NH ₄ ⁺ ; C ₂ O ₄ ²⁻)
Couleur du précipité			

Regarder l'étiquette de la bouteille d'eau et comparer la valeur que vous avez obtenue avec la valeur indiquée sur la bouteille.