

REPUBLIQUE ALGERENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
Ministère de l'enseignement supérieur et de la recherche scientifique
Université BELHADJ BOUCHAIB- Ain Temouchent
Faculté Sciences de la technologie
Département Science de la matière
Filière : Chimie



**POLYCOPIÉ DE TRAVAUX PRATIQUES
DE CHIMIE
1^{er} Année Licence ST-SM**



Réaliser par :

Dr SEDIRI Khaldia

Maitre de conférences classe «B »

Année universitaire 2024-2025

AVANT PROPOS

Ce recueil de travaux pratiques (TP) de chimie s'adresse aux étudiants de 1^{ère} année Licence, domaine science et technologie sans oublier les étudiants du domaine science de la matière. Tous y trouveront de précieuses informations pour compléter et enrichir leur savoir-faire expérimental.

L'objectif des travaux pratiques en chimie est non seulement de mieux comprendre et d'illustrer les notions théoriques abordées en cours mais également d'acquérir des techniques expérimentales, de maîtriser les outils de mesures en chimie et d'apprendre à mettre en point et à rédiger un protocole expérimental qui devra être utilisable par d'autres personnes.

Ce polycopié reprend les règles de sécurité qu'il faut respecter dans un laboratoire de chimie, les différentes méthodes de préparation de la solution et la détermination de sa concentration. Nous avons essayé dans la mesure du possible de nous limiter à des expériences faisant appel à du matériel simple retrouvé aisément dans les laboratoires pédagogiques de chimie.

Pour le bon déroulement des séances TP, quelques règles générales doivent respectées :

- ✓ Les séances doivent être préparées à l'avance ;
- ✓ Pour chaque TP, vous devrez rendre en fin de séance un compte-rendu qui sera évalué au furet à mesure des séances.

Tables des matières

TP N° 0 : Initiation aux travaux pratiques	1
TP N°1 : Préparation des solutions par dissolution	13
TP N° 2 : Préparation des solutions par dilution.....	19
TP N°3 : Détermination de masse volumique et densité	27
TP N° 4 : Méthodes de séparation	34
TP N° 5 : Titrage acido-basique	41
Références Bibliographiques.....	46

TP n° 00

INITIATION AUX TRAVAUX PRATIQUES

Tous les jours, dans le monde entier, des chimistes travaillent sur des substances chimiques dangereuses dans des laboratoires. Ils appliquent généralement les procédures nécessaires à la manipulation et la mise au rebut en toute sécurité de ces substances chimiques.

Avant d'aborder les différentes techniques expérimentales mises en œuvre lors des travaux pratiques de chimie, il est nécessaire d'apprendre les mesures de sécurité élémentaires à respecter lors de toute manipulation.

I. Consignes de sécurité

1- Règles générales de comportement :

- ✓ Déposer les sacs et les effets personnels sur les tables au fond de la salle, loin de tout passage.
- ✓ Ne pas déposer les affaires personnelles (plumiers, cahiers, etc.) sur les paillasses, mais sur les tablettes en verre.
- ✓ Il est interdit de courir, de lancer des objets, de s'asperger avec les pissettes d'eau ou de solvants.
- ✓ Il est interdit d'apporter et de consommer de la nourriture ou des boissons.
- ✓ À la fin de la séance de TP, nettoyer et ranger le matériel utilisé selon les consignes de l'enseignant, ranger et nettoyer la place de travail, les éviers, les balances, etc.
- ✓ Il est impératif de se laver les mains au savon en quittant le laboratoire, même pour une courte sortie.
- ✓ En cas de doute ou de question, faire appel à l'enseignant·e.
- ✓ Le port de shorts, de jupes, de chaussures ouvertes (sandales, tongs, etc.) ou des chaussures à talons est interdit.
- ✓ Le port d'une blouse en coton fermée est obligatoire.
- ✓ Le port de lunettes de sécurité est obligatoire. Les personnes qui portent des lunettes médicales doivent utiliser des lunettes spéciales de protection prévues à cet effet. Les verres de contact sont interdits.
- ✓ Les cheveux longs sont à attacher soigneusement.
- ✓ Éviter tout contact cutané avec les matières expérimentales. Les gants seront parfois utilisés en accord avec les précautions d'emploi de certains produits.
- ✓ Ne pas respirer volontairement l'odeur des matières expérimentales.
- ✓ Ne jamais rien goûter.
- ✓ Réaliser les expériences uniquement sous la direction de l'enseignant·e et en respectant ses consignes. Ne pas mener des expériences de sa propre initiative !
- ✓ Il est strictement interdit de prendre avec soi des produits chimiques ou des matières expérimentales.
- ✓ Travailler en position stable.
- ✓ Se déplacer sans courir.

2- Manipulation des produits chimiques

- ✓ Ne commencer les manipulations expérimentales qu'après avoir lu et compris les procédures.
- ✓ Avant d'utiliser un produit chimique, lire l'étiquette et/ou la fiche de sécurité simplifiée et respecter les consignes de sécurité indiquées par les pictogrammes (voir fascicule annexe « Nouveaux symboles – mêmes dangers », infochim.ch).
- ✓ Ne prélever aucun solide avec les doigts, utiliser toujours une spatule.

- ✓ Ne jamais pipeter avec la bouche, utiliser une pipette avec une poire, une propipette ou un pipeteur.
- ✓ Ne jamais utiliser une même spatule ou pipette pour prélever deux matières expérimentales différentes.
- ✓ Toujours reboucher un flacon après usage avec son propre couvercle.
- ✓ Ne pas tenir une éprouvette ou autre récipient en dirigeant leur ouverture vers d'autres personnes.
- ✓ Éliminer de suite toute substance renversée (la neutraliser au besoin) ou tout matériel cassé : demander à l'enseignant·e.
- ✓ Ne pas remettre des matières expérimentales dans leur récipient de stockage, sauf consigne contraire de l'enseignant·e.
- ✓ Ne jamais chauffer des solvants inflammables et volatils (acétone, alcool, etc.) sur une flamme ou proche d'une flamme.
- ✓ Ne jamais diriger l'ouverture d'une éprouvette chauffée contre une partie du corps ou contre quelqu'un, ni en direction des prises électriques.
- ✓ Ne jamais déverser des produits chimiques dans l'évier sans instructions.
- ✓ Éliminer correctement les produits chimiques utilisés dans les bidons ou les récipients prévus à cet effet.
- ✓ Tous les flacons doivent sans exception avoir une étiquette sur laquelle on retrouve le nom, la formule, le(s) pictogramme(s) de sécurité.
- ✓ Lire les instructions d'un matériel ou d'un flacon de commerce
- ✓ Tout accident et toute casse ou détérioration du matériel doivent être signalés immédiatement à votre enseignant.
- ✓ Si vous vous brûlez ou si un produit est projeté sur votre peau et vos yeux, lavez immédiatement la partie atteinte avec l'eau.
- ✓ Ne jamais verser de l'eau sur une solution d'acide concentré.
- ✓ Ne pas chauffer la verrerie ordinaire non Pyrex. Le verre pyrex est un verre de borosilicate ayant un coefficient de dilatation faible lui permettant d'être chauffé.

II. L'étiquette du produit chimique et Pictogramme de sécurité:

La **classification** des **produits chimiques** (substances et mélanges de substances) permet d'identifier les dangers qu'ils peuvent présenter du fait de leurs propriétés physico-chimiques, de leurs **effets sur la santé** et sur l'environnement. C'est à partir de sa classification qu'est définie l'**étiquette** du produit chimique. L'étiquette constitue la première information, essentielle et concise, fournie à l'utilisateur sur ces dangers et sur les précautions à prendre lors de l'utilisation.

1 - Lire une étiquette du produit :

L'étiquette (la fiche de sécurité) a pour but de renseigner sur les dangers que présente le produit chimique et sur les précautions à prendre et pour identifier les risques en regardant les pictogrammes.

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

- On lit le nom, la formule et le pictogramme de danger ;
- on peut aussi connaître les risques particuliers des produits (R1..., S1..., F1...) ;
- ainsi que les propriétés physicochimiques et d'autres indications.











Nom de la substance ou mélange	Méthanol
Formule, renseignements...	CH ₃ OH, M=32,04 g/mol, d=0,791
Pictogrammes <i>Le cadre rouge est obligatoire</i>	
Mention d'avertissement DANGER, ATTENTION, ou aucune	DANGER
Mentions de danger et informations additionnelles	H225: Liquide et vapeurs très inflammables. H301+H311+H331 (3): Toxique par ingestion, par contact cutané ou par inhalation. H370: Risque avéré d'effets graves pour les organes.
Conseils de prudence (les plus pertinents)	P101: En cas de consultation d'un médecin, garder à disposition le récipient ou l'étiquette P210: Tenir à l'écart de la chaleur/ des étincelles/ des flammes nues/ des surfaces chaudes- Ne pas fumer. P242: Ne pas utiliser d'outils produisant des étincelles. P260: Ne pas respirer les brouillards/vapeurs/aérosols. P280: Porter des gants de protection/ des vêtements de protection/ un équipement de protection des yeux/ du visage. P301+P310: EN CAS D'INGESTION : appeler immédiatement un CENTRE ANTIPOISON ou un médecin P303+P361+P353: EN CAS DE CONTACT AVEC LA PEAU (ou les cheveux) : enlever immédiatement les vêtements contaminés. Rincer à l'eau/ se doucher. P314: Consulter un médecin en cas de malaise
Autres informations (CAS, CE, fabricant, vendeur...)	N° CAS : 67-56-1 N° CE : 200-659-6 Création gratuite d'étiquette : http://etiquette.scienceamusante.net

2- Pictogramme de sécurité:

Les différents dangers que peuvent présenter les produits chimiques sont dus à leurs propriétés :

- ◆ **Toxicologiques**, c'est à dire liées à l'action du produit sur les êtres vivants
- ◆ **Physico-chimiques**, c'est à dire liées au produit lui-même ou à ses interactions avec d'autres
- ◆ **Écotoxiques**, c'est à dire liées à l'action du produit sur la faune ou la flore (N).

Le tableau ci-après illustre des pictogrammes de danger. Le texte en gras constitue le nom du pictogramme; les mots figurant entre parenthèses décrivent le danger présent.

	Bombe explosant (pour les dangers d'explosion ou de réactivité)		Flamme (pour les dangers d'incendie)		Flamme sur un cercle (pour les matières comburantes)
	Bouteille à gaz (pour les gaz sous pression)		Corrosion (peut être corrosif pour les métaux ainsi que la peau ou les yeux)		Tête de mort sur deux tibias (peut être toxique ou mortel après une courte exposition à de petites quantités)
	Danger pour la santé (peut avoir ou est présumé avoir de graves effets sur la santé)		Point d'exclamation (peut entraîner des effets moins sévères sur la santé ou couche d'ozone*)		Environnement* (peut être nocif pour le milieu aquatique)
	Matières infectieuses présentant un danger biologique (pour les organismes ou les toxines susceptibles de causer des maladies chez l'humain ou chez l'animal)				

* Le SGH établit également un groupe de dangers pour l'environnement. Ce groupe et les classes qu'il englobe n'ont pas été adoptés dans le SIMDUT 2015. Cependant, les différentes classes liées à l'environnement peuvent figurer sur les étiquettes et les fiches de données de sécurité (FDS). Le SIMDUT 2015 permet de fournir des renseignements concernant les dangers pour l'environnement.

III. Verreries et matériels dans les travaux pratiques de chimie :

On distingue le matériel de **prélèvement** du matériel de **précision**.

a. Verrerie de prélèvement et de stockage :

Il s'agit le plus souvent de pièces de verrerie comme les **béchers**. On y met ce que l'on veut prélever d'un flacon.

b. Verrerie de stockage :

Il s'agit de pièces de verrerie comme les **verres à pied**. On y met les résidus de réaction (poubelle).

c. Verrerie réactionnelle :

En chimie analytique, les titrages sont souvent réalisés dans des **erlenmeyers** (dans le cadre de titrages colorimétriques) ou dans des béchers (dans le cadre de titrages avec appareil de mesure nécessitant des électrodes, comme la pHmétrie). • En chimie organique, on utilise le plus souvent des **ballons** (monocol, bicol, tricol etc.) équipés d'un réfrigérant.

d. Verrerie de précision :

Il s'agit ici des **pipettes jaugées**, des **burettes** et des **fioles jaugées**. Les erreurs absolues commises lors des mesures de volume avec la verrerie traditionnelle dépendent de la **classe** de cette verrerie. **Classe A** : tolérance $< 0,2\%$ sur le volume indiqué ; **Classe AS** : tolérance identique à la classe A mais à écoulement rapide ; **Classe B** : tolérance $< 0,5\%$ sur le volume indiqué.

e. Verrerie graduée :

Il s'agit de **pipettes graduées** et d'**éprouvettes** délivrant un volume approximatif de liquide. Les **bécher** et **erlenmeyer** sont destinés à contenir un volume quelconque de liquide.

- **Bécher** : un récipient classique en chimie, utilisé pour transvaser des solutions ou prélever une solution avec une pipette par exemple. Les graduations sur un bécher donnent uniquement un ordre de grandeur du volume contenu,

Les graduations sont très approximatives : il ne doit jamais être utilisé pour mesurer un volume précis.



- **Erlenmeyer** : un récipient idéal si on veut éviter les projections de la solution contenue. Ainsi, si on mélange deux liquides, son utilisation est préférable pour des raisons de sécurité.

Bien que gradué, il ne peut pas servir pour mesurer un volume de liquide: les graduations sont ici aussi indicatives. .



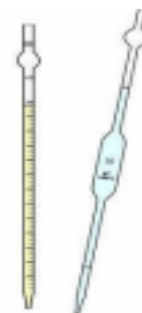
- **Fiole jaugée** : Les fioles jaugées sont utilisées pour mesurer et stocker des solutions avec un haut degré de précision. Ces flacons possèdent généralement un marquage vers le haut qui indique le niveau auquel le volume du liquide est égal au volume inscrit à l'extérieur du flacon. Ces appareils sont souvent utilisés lorsque des solutions contenant des solides dissous de concentration connue sont nécessaires.



- **Cylindre gradué :** Les éprouvettes graduées sont utilisées pour transférer des liquides avec un degré de précision modéré.



- **Pipette graduée et Jaugée :** Ces Pipettes sont calibrées en usine pour libérer la quantité de liquide souhaitée.



- **Burette :** Les burettes sont des appareils généralement utilisés dans les applications de chimie analytique et quantitative pour mesurer une solution liquide. À la différence d'une pipette puisque la quantité d'échantillon délivrée est variable, les burettes graduées sont largement utilisées dans les expériences de titrage. Dans les burettes et les pipettes, il est courant de mesurer le volume délivré. Cela signifie que deux mesures de volume seront effectuées. Le volume livré est la différence entre ces deux volumes, $V_{\text{final}} - V_{\text{initial}}$.



- **Fioles à fond rond (Ballon):** Les flacons à fond rond (également appelés flacons à fond rond ou flacons RB) sont des types de flacons à fond sphérique utilisés comme verrerie de laboratoire, principalement pour des travaux chimiques ou biochimiques.



Ballon mono col rodé



Ballon mono col



Ballon bi-col



Ballon tri-col

- **Spatule** : En laboratoire, les spatules et microspatules sont de petits ustensiles en acier inoxydable, utilisés pour gratter, transférer ou appliquer des poudres et coller comme des produits chimiques ou des traitements. De nombreuses marques de spatules sont également résistantes aux acides, aux bases, à la chaleur et aux solvants, ce qui les rend idéales pour une utilisation avec une large gamme de composés.



- **Réfrigérant (Condenseur en verre)** : Un condenseur est un appareil ou un équipement utilisé pour condenser (changer l'état physique d'une substance de son état gazeux à son état liquide). En laboratoire, les Réfrigérants sont généralement utilisés dans des procédures impliquant des liquides organiques amenés à l'état gazeux par chauffage, avec ou sans abaissement de la pression (application du vide), bien qu'il existe des applications dans les domaines de la chimie inorganique et dans d'autres domaines.



- **Ampoule à décanté** : utilisé dans les extractions liquide-liquide pour séparer (partir) les composants d'un mélange en deux phases de solvant non miscibles de densités différentes.



- **Mortier et pilon** : Le mortier et le pilon sont des instruments utilisés depuis l'Antiquité pour préparer des ingrédients ou des substances en les écrasant et en les broyant en une pâte ou une poudre fine en laboratoire.



- **Fiole filtrante :** Une fiole filtrante est un matériel de laboratoire utilisé pour séparer les solides des fluides lors des opérations de filtration. Pour filtrer les substances, le flacon est utilisé avec un entonnoir filtrant, tel qu'un entonnoir Buchner, qui intègre un disque de verre fritté ou une plaque perforée munie d'un morceau de papier filtre pour filtrer les particules.



- **Verre de montre :** Un verre de montre est un morceau de verre concave circulaire utilisé en chimie comme surface pour évaporer un liquide, pour retenir les solides pendant la pesée, pour chauffer une petite quantité de substance.



- **Balance numérique :** Les balances de masse numériques des laboratoires de chimie générale sont des instruments très sensibles utilisés pour peser des substances au milligramme (0,001 g). Veuillez les traiter avec soin. Utilisez des récipients pour peser des produits chimiques et pesez toujours les objets à température ambiante. Gardez les pare-brise fermés. Ne secouez pas les instruments et ne modifiez pas les niveaux. Nettoyez toujours la zone autour du plateau avec une brosse en martre après utilisation et informez le personnel du laboratoire si des liquides ou des solides se déversent sur la balance.



- **Agitateur magnétique :** Un agitateur magnétique est un appareil largement utilisé dans les laboratoires et consiste en un aimant rotatif ou un électro-aimant fixe qui crée un champ magnétique tournant. Cet appareil est utilisé pour fabriquer un barreau d'agitation, l'immerger dans un liquide, l'essorer rapidement, ou encore remuer ou mélanger une solution.



- **Pompe à vide :** Il peut évacuer les gaz et vapeurs chimiquement agressifs.



- **Conductimètre numérique :** Un conductimètre mesure la conductivité électrique d'une solution. Ses applications sont multiples en recherche et en ingénierie.

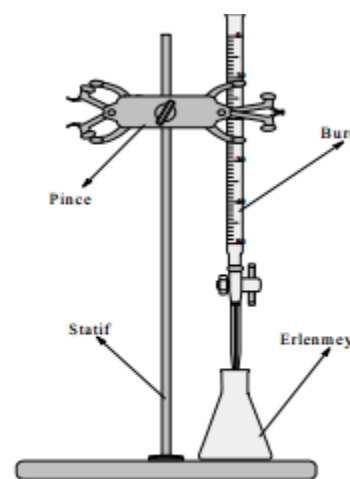


- **pH-mètre numérique :** Un pH-mètre est un instrument scientifique qui mesure l'activité des ions hydrogène dans les solutions à base d'eau, indiquant son acidité ou son alcalinité exprimée en pH.

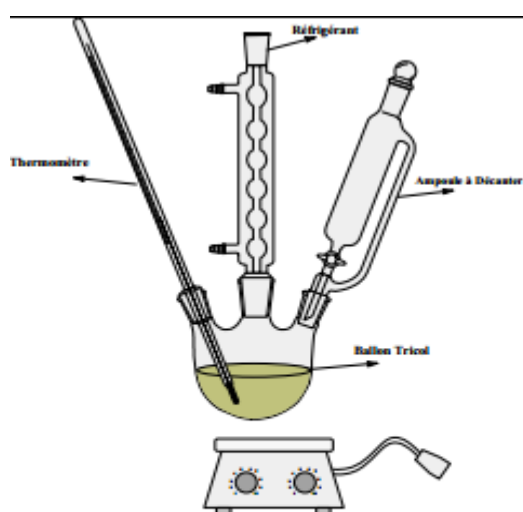


- **Montage de dosage :** Le montage permettant de réaliser un dosage est constitué de :

- ✓ Une burette de Mohr qui permet d'introduire progressivement la solution titrante de concentration connue.
- ✓ Un récipient (bêcher ou erlenmeyer) dans lequel on a introduit à la pipette jaugée la prise d'essai (concentration inconnue).
- ✓ Un système d'agitation afin d'homogénéiser la solution (agitateur magnétique + barreau aimanté).



Montage de dosage



Montage d'une réaction chimique



Filtration
Séparation de
solide de
liquide



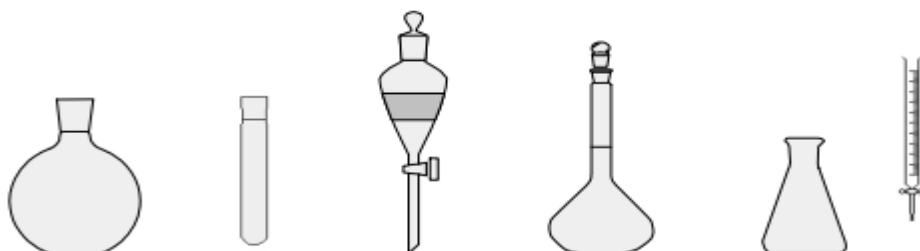
**Séparation de deux
phases liquides
hétérogènes**

IV. Questions :

1. Pourquoi on porte la blouse blanche en coton ?
2. Pour ouvrir un flacon de produit chimique, que ce qu'on doit faire ?
3. Quelles sont les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique ?
4. Donner la signification des pictogrammes suivants ?



5. Que devez vous faire dans les circonstances suivantes ?
 - a) Les vêtements d'un étudiant prennent feu.
 - b) Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux.
6. Pour séparer un mélange **hétérogène** de produit liquid/liquid et solide/liquide, quelle sont le matériel utilisé ?
7. Quelle est la différence entre pipette gradué et pipette jaugé, et quelle est la plus précise ?
8. Nommer les verreries suivantes :



V. Réponses aux questions

1. Pourquoi on porte la blouse blanche en coton ?

On met la blouse pour protéger notre peau et nos vêtements d'une éventuelle projection des produits chimiques.

2. Pour ouvrir un flacon de produit chimique, que ce qu'on doit faire ?

On doit lire attentivement l'étiquette de produit

3. Quelles sont les différentes informations que l'on peut lire sur l'étiquette d'un produit chimique ?

Le nom; la formule; le Pictogramme de danger; risques particuliers du produits (phrases de risque) et mesures de sécurité (phrase de sécurité); densité; point de fusion; point d'ébullition; Masse Molaire; pourcentages de pureté.

4. Donner la signification des pictogrammes suivants ?



Inflammable



Toxique

Dangereux pour
l'environnement

5. Que devez vous faire dans les circonstances suivantes ?

a) Les vêtements d'un étudiant prennent feu.

On utilise une douche proche, s'envelopper dans une couverture antifeu

b) Des produits chimiques sont projetés dans vos yeux.

On rince les yeux avec beaucoup d'eau

6. Pour séparer un mélange hétérogène de produit liquid/liquid et solide/liquide, quelle sont le matériel utilisé ?

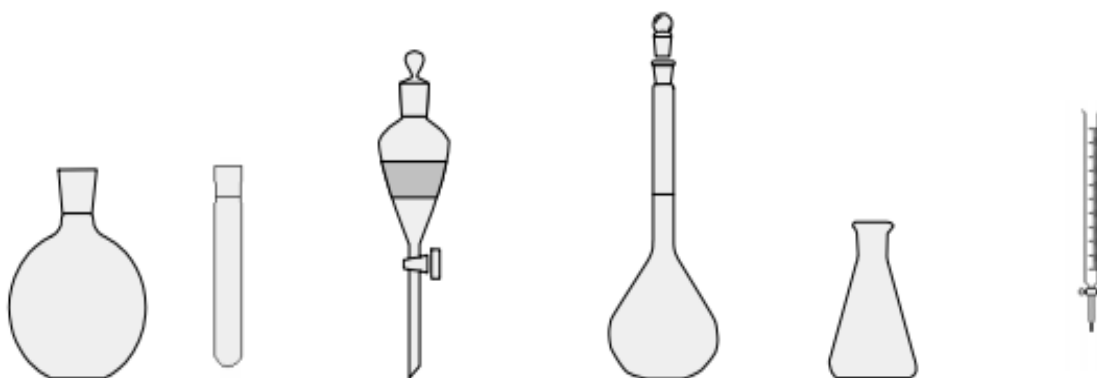
- Pour séparer un mélange hétérogène de produit liquid /liquid : on doit faire la décantation avec l'Ampoule à décanté

- Pour séparer un mélange hétérogène de produit solid /liquid : on doit faire la filtration soit simple avec un erlenmeyer ou bécher et entonnoir ; ou bien la filtration sous vide utilisant la fiole à vide et Buchner couplé avec une pompe à vide

7. Quelle est la différence entre la pipette graduée et la pipette jaugée et laquelle est la plus précise ?

- La pipette graduée permet de mesurer plusieurs volumes et de précision moyenne.
- La pipette jaugée ne mesure qu'un seul volume et de précision élevée.

9. Nommer les verreries suivantes :



Ballon ; Tube à essais ; Ampoule à décantation ; Fiole jaugée ; Erlenmeyer ; Burette

TP n° 01
PREPARATION DES SOLUTIONS PAR
DISSOLUTION

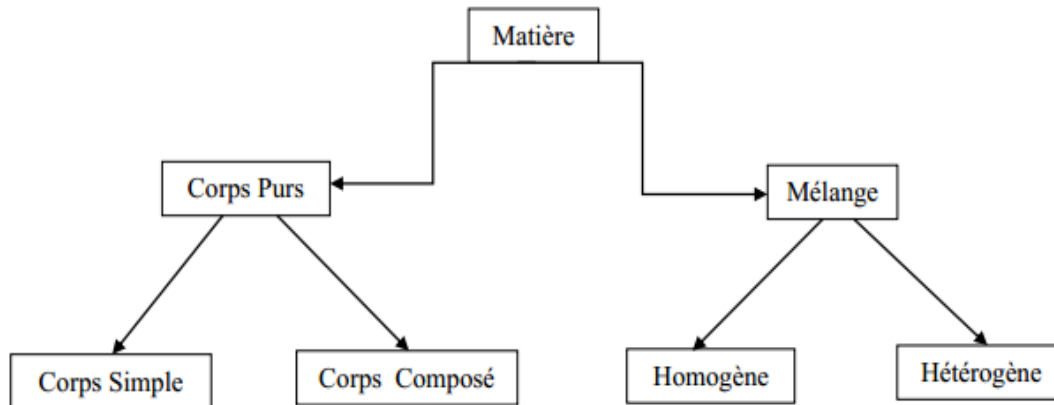
I- Introduction:

La chimie est une science de la nature qui étudie la matière et ses transformations. La **chimie des solutions** est la branche de la chimie qui s'intéresse à toutes les réactions en solution, car pour tout chimiste digne de ce nom, il est indispensable de savoir préparer des solutions pour des concentrations déterminées. La chimie des solutions s'intéresse aux solutions solides et liquides mais surtout liquides. Afin de cerner cette branche de la chimie, deux aspects importants sont à prendre en compte dans l'étude de la matière à savoir : l'aspect qualitatif et l'aspect quantitatif.

II- Rappels Théoriques

1. La matière : La matière est tous corps qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace. La matière peut exister sous trois états physiques différents :

- **L'état solide** : il possède un volume et une forme définis.
- **L'état liquide** : il possède un volume définis mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant.
- **L'état gazeux** : n'a ni volume ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.



a). Un corps pur : il peut être soit un corps simple c'est-à-dire constitué d'une seule espèce chimique (atome, ion ou molécule. ex : Cu, Fe, H₂, O₂...), soit un corps composé, c'est-à-dire constitué de plusieurs éléments ex : l'eau pure H₂O.

b). Un mélange : c'est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble. Il existe deux types de mélanges :

- **Les mélanges homogènes** : sont des mélanges dont les constituants ne peuvent pas être distingués à l'œil nu après agitation. (l'eau et le sel...)
- **Les mélanges hétérogènes** : sont des mélanges dont les constituants non miscibles et peuvent être distingués à l'œil nu après agitation (possède deux ou plusieurs phases distinctes exemple : l'eau et l'huile...).

2. Solution : c'est une phase condensée liquide formée de plusieurs constituants. Elle est formée d'un solvant noté « S » (il est toujours d'une quantité plus grande que le soluté) et d'un ou de plusieurs solutés notés « Si » (i = 1, 2, 3 ...). Solution = Soluté + Solvant

3. Solvant : Constituant qui est présent en plus grande quantité et qui se trouve dans le même état physique (phase) que la solution.

4. Soluté : Toute substance qui peut être dissoute dans le solvant.

Remarque : une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau.

Il existe trois types de solutions :

- ✓ **Solution saturée :** à une température et une pression donnée, une solution saturée est une solution qui ne peut plus dissoudre de soluté.
- ✓ **Solution insaturée :** une solution insaturée est une solution qui peut dissoudre plus de soluté qu'elle ne contient.
- ✓ **Solution sursaturée :** une solution sursaturée est une solution contenant une plus grande quantité de soluté dissous que celle qui correspond à la limite de saturation.

5. Différentes expressions de la concentration d'une solution :

Dans ce qui suit, nous donnons la définition de certaines propriétés pour effectuer des calculs lors de la préparation de solutions au laboratoire :

a. Masse molaire (M) : La masse molaire est la masse d'une mole d'un composé chimique, elle est exprimée en gramme par mole (**g/mol**).

b. Quantité de la matière (n) : c'est le nombre de mole que contient un échantillon

Cette relation se traduit ainsi: $n = m/M$; tel que n : nombre de moles ; m : masse en grammes

c. La molarité (mol/L): Est le rapport du nombre de mole de solutés dans 1 L de solution,

$$C_M = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$$

d. La concentration massique (g/L): La masse de soluté par unité de volume de la solution,

$$C_{\text{mass}} = m_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}}$$

e. La molalité (mol/kg) : Est le nombre de mole de solutés par kilogramme du solvant

$$C_{\text{mol}} = n_{\text{soluté}} / m_{\text{solvant}}$$

f. Le pourcentage massique (%): Est le rapport entre la masse de soluté et la masse de solution en %.

$$A\% = (m_A / m_{\text{solutions}}) \cdot 100.$$

g. La fraction molaire : Est le rapport du nombre de mole de l'espèce **i** et le nombre total de tous les constituants de la solution.

$$X_i = n_i / n_{totale}$$

h. La Normalité CN (éqg/l) : Est le nombre d'équivalent gramme de soluté contenu dans un litre de solution.

$$C_N = n_{éqg} / V_{solution} \implies C_N = Z \cdot C_M \quad (Z : \text{é ou } H^+ \text{ échangésetc})$$

Pour les acides Z est le nombre de H^+ libéré au cour de la réaction ; **Exemple :**



Pour les bases Z est le nombre de OH libéré dans la réaction ; **Exemple :**



i. L'équivalent-gramme : La quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , e^- etc).

III. Objectifs :

- Connaitre les notions de base pour la préparation des solutions.
- Préparer et suivre un protocole.
- Savoir préparer une solution à une concentration précise, par dissolution d'un composé solide et liquide.

IV. But :

- ❖ Préparation de 50 ml d'une solution d'hydroxyde de potassium ou sodium (NaOH ou KOH) de molarité 0.1M (**Solution 1**)
- ❖ Préparation de 100 ml d'une solution d'acide sulfurique (H_2SO_4) de molarité 1M. (**Solution 2**)

V. Partie expérimentale :

1. Matériel - produits utilisés :

Balance, verre de montre, fiole jaugé, bécher, pipette ou éprouvette, pro-pipette, pissette et spatule.

NaOH (Solide), acide sulfurique (H_2SO_4) et l'eau distillée.

2. Mode Opérateur :

a. Préparation de 50 ml d'une solution de soude de normalité 0,1N (S1):

- ◆ Calculer la masse d'hydroxyde de sodium (NaOH) solide nécessaire à la solution demandée.
- ◆ Peser la masse calculée sans la toucher avec les doigts (attention, ce produit est très corrosif). Fermer rapidement le flacon pour éviter que l'hydroxyde de sodium s'hydrate et se carbonate à l'air.
- ◆ Introduire la masse de NaOH calculée dans une fiole jaugée de 50 mL remplie au préalable à moitié avec de l'eau distillée. Agiter jusqu'à dissolution totale puis compléter jusqu'au trait de jauge. (Suivre le schéma 01).

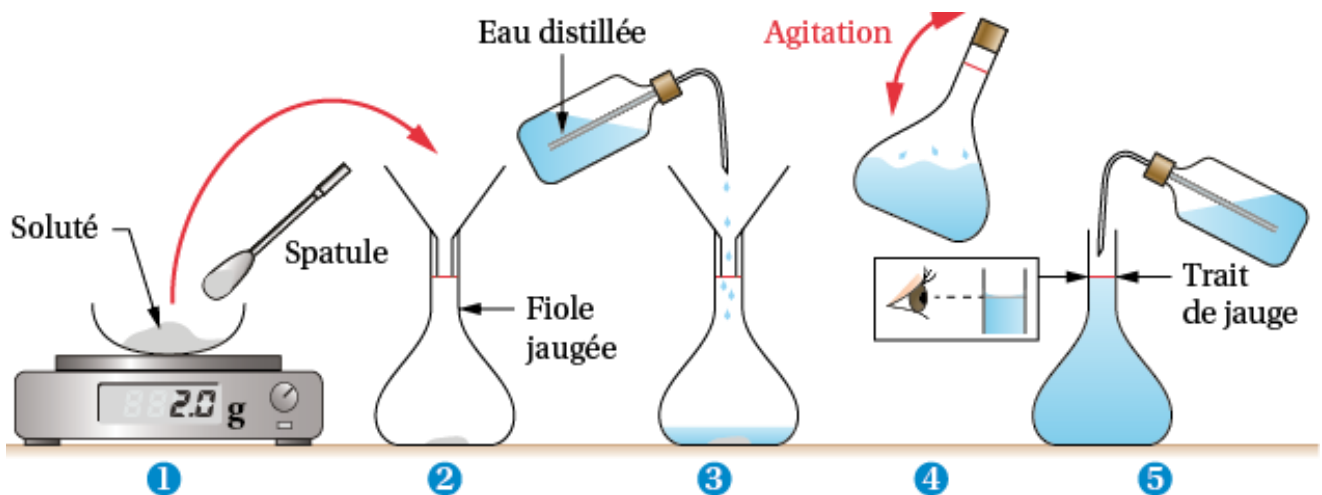


Schéma 1

b. Préparation de 100 ml de (H₂SO₄) de concentration 1M (S2) :

- ◆ Calculer le volume d'acide sulfurique concentré (soluté, liquide) nécessaire à la préparation de la solution demandée.
- ◆ Dans une fiole jaugée de 100 ml, mettre un peu d'eau distillée. A l'aide d'une pipette ou éprouvette prélever le volume de (H₂SO₄) calculé puis verser cette quantité dans la fiole et agiter. Compléter avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter. (Suivre le schéma 01).



Schéma 01

VI. Questions :

- 1/ Quelle est le but de ce TP ?
- 2/ Quelle est la différence entre la pipette graduée et la pipette jaugée et laquelle est la plus précise ?
- 3/ Calculer la masse de NaOH (ou KOH) nécessaire pour la préparation (S1)
- 4/ Pourquoi on verse l'eau avant d'introduire l'acide sulfurique dans la fiole
- 5/ Calculer la masse de soluté pur H_2SO_4 pour préparer la solution S2
- 6/ Calculer le volume de H_2SO_4 à prélever

VII. Réponses aux questions:

1/ Quelle est le but de ce TP ?

Il s'agit de préparer une solution contenant une quantité ou volume donnée de soluté (solide ou liquide) dans un volume donné du solvant, nous avons utilisé comme soluté NaOH et H_2SO_4 .

2/ Quelle est la différence entre la pipette graduée et la pipette jaugée et laquelle est la plus précise ?

- La pipette graduée permet de mesurer plusieurs volumes et de précision moyenne.
- La pipette jaugée ne mesure qu'un seul volume et de précision élevée.

3/ Calculer la masse de NaOH nécessaire pour la préparation (S1)

La masse molaire du NaOH:

$$M(\text{NaOH}) = M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H})$$

$$M(\text{NaOH}) = 23 + (16+1) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$$

La normalité : $C_N = Z \cdot C_M$ tel que $Z = 1$ (NaOH) donc $C_N = C_M = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$

la quantité de matière : $n = m/M = C \times V$

$$m = M(\text{NaOH}) \times C \times V$$

$$\text{AN } m = 40 \times 0.1 \times 50 \times 10^{-3}$$

m = 0,2 g de soude nécessaire pour préparer une solution de 0.1N

4/ Pourquoi on verse l'eau avant d'introduire l'acide sulfurique dans la fiole

L'eau est plus légère que l'acide sulfurique. Le mélange de l'eau avec l'acide sulfurique libère de la chaleur. L'ajout d'eau à l'acide peut entraîner la formation d'une couche limite, car l'eau flotte au dessus de l'acide, et une chaleur intense se développe au niveau de cette couche limite. Afin de minimiser ces dangers, il est important de dissoudre l'acide dans l'eau, et non l'inverse. L'eau absorbe et disperse la chaleur produite par la réaction, ce que l'acide ne fait pas dans le cas contraire.

5/ Calculer la masse de soluté pur H₂SO₄ pour préparer la solution S2

La masse molaire du H₂SO₄:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2M(\text{H}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O})$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2+32+4(16) = 98 \text{ g.mol}^{-1}$$

La molarité $C_M = 1M = 1 \text{ mol.L}^{-1}$

la quantité de matière : $n = m/M = C \times V$

$$m = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \times C \times V$$

$$\text{AN } m = 98 \times 1 \times 100 \times 10^{-3}$$

m = 9.8 g de H₂SO₄ nécessaire pour préparer une solution de 1M

6/ Calculer le volume de H₂SO₄ à prélever

$$\text{Pureté}\% (\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \times 100 = 96\% \quad \Rightarrow m_{\text{solution}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{P} \times 100$$

Dans un autre part :

$$d (\text{H}_2\text{SO}_4) = \rho_s = \frac{m_{\text{solution}}}{V} = 1.83 \text{ g/cm}^3 \quad \Rightarrow m_{\text{solution}} = d_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$d_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{soluté}}}{P} \times 100 \quad \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{soluté}} \times 100}{P_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot d_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

AN : V = 9.8 * 100 / 96 * 1.83 = 18.68 ml de H₂SO₄ nécessaire pour préparer solution de 1M

TP n° 02

**PREPARATION DES SOLUTIONS PAR
DILUTION**

I. Objectifs d'apprentissage:

- Apprenez ce qu'est une dilution et comment utiliser la formule de dilution
- Découvrez les types et les méthodes de dilution et apprenez à calculer le facteur de dilution.

II- Rappels Théoriques :

1. Dilution : processus consistant à diminuer la concentration de soluté dans une solution, généralement simplement en mélangeant avec davantage de solvant. Diluer une solution signifie ajouter plus de solvant sans ajouter plus de soluté.

- Généralement, un soluté est une substance solide et un solvant est un liquide.
- Les solutions sont des mélanges homogènes ou des mélanges de composition uniforme.
- Une solution concentrée est une solution qui contient une quantité importante de soluté dissous par rapport à une solution diluée.

Exemple :

Pour faire une solution d'eau salée deux fois moins concentrée que la solution initiale, il faut doubler la quantité de solution en ajoutant du solvant.

Le principe est le même si on veut diminuer la concentration davantage. En triplant la quantité de solvant, la concentration obtenue sera trois fois plus petite que la solution initiale. Pour obtenir une solution quatre fois moins élevée que la solution initiale, il faut que le volume de la solution soit quatre fois plus élevé (Schéma 1).

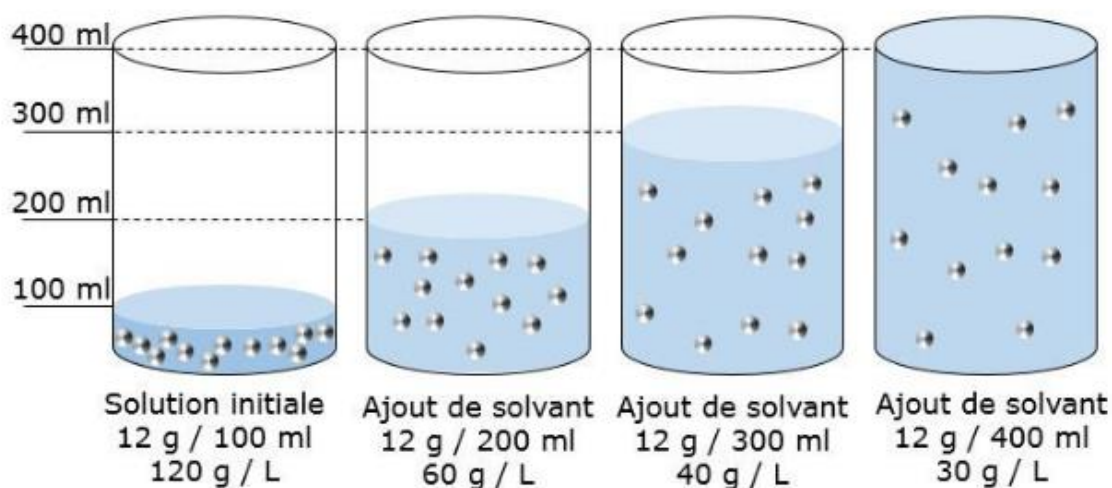


Schéma 1

Lors d'une dilution, la quantité de soluté ne change jamais. La masse de soluté au départ est donc la même que celle après la dilution. $m_1 = m_2$

À partir de la formule de la concentration, il est possible d'isoler la masse.

$$C = m / V \Rightarrow m = C \cdot V$$

Par substitution, on obtient une formule qui permet de faire le lien entre les concentrations et les volumes initiaux et finaux.

2. La formule de dilution : la formule de dilution donnée par la relation suivante :

$$C_{\text{mère}} \cdot V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \cdot V_{\text{fille}}$$

Où

$C_{\text{mère}}$: représente la concentration de la solution initiale (solution mère)

$V_{\text{prélevé}}$: représente le volume de la solution initiale prélevé de la solution mère pour préparer la solution fille

C_{fille} : représente la concentration de la solution finale (solution fille)

V_{fille} : représente le volume de la solution finale

Le volume $V_{\text{prélevé}}$ de la solution mère à prélever est donc tel que: $V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}} / C_{\text{mère}}$

C_m et C_f sont exprimés dans la même unité, par exemple en gramme par litre (g.L-1)

3. Le facteur de dilution F :

Le facteur de dilution permet d'établir une relation de concentration entre la solution initiale (mère) et la solution fille.

On dit que l'on fait une **dilution au $\frac{1}{F}$ ($F^{\text{ième}}$)**, ou que l'on **dilue F fois la solution**.

Lors d'une dilution, la quantité de matière prélevée chez la solution « mère » est égale à la quantité de matière introduite chez la solution « fille ».

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$$

On peut alors exprimer les quantités de matière en fonction des concentrations et des volumes correspondantes. Donc :

$$C_{\text{mère}} \cdot V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \cdot V_{\text{fille}}$$

De plus, le facteur de dilution est défini tel que : $C_{\text{mère}} = F \cdot C_{\text{fille}}$

Ainsi :

$$F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fille}}}{V_{\text{prélevé}}}$$

En pratique,

A partir d'une solution S_0 de sulfate de cuivre de concentration $C_0 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, on cherche à préparer 100 ml d'une solution diluée 5 fois. Calculons dans un premier temps la concentration de la solution « fille » :

$$F = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} \quad \text{Ainsi,} \quad C_{\text{fille}} = \frac{C_0}{F}$$

C'est-à-dire : $C_{\text{fille}} = \frac{1,00 \cdot 10^{-1}}{5} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Le facteur de dilution est bien égal 5, car la solution fille est 5 fois moins concentrée que la solution mère

4. Les étapes de la dilution :

Les étapes de la dilution sont donc les suivantes :

- ✓ On prélève un volume de solution mère avec un pipette
- ✓ On verse ce volume dans une fiole jaugée d'un volume égal à celui de solution désirée
- ✓ On complète avec l'eau distillée jusqu'au trait de jauge

5. Utilisation d'une pro-pipette (poire d'aspiration) :

Fixer la propipette à la pipette (du côté opposé à la poire). Appuyer sur l'emplacement A et presser sur la poire pour la vider. Une pression sur l'emplacement S permet d'aspirer le liquide. Une pression sur l'emplacement E permet de laisser couler le liquide. (Suivre Schéma 2).

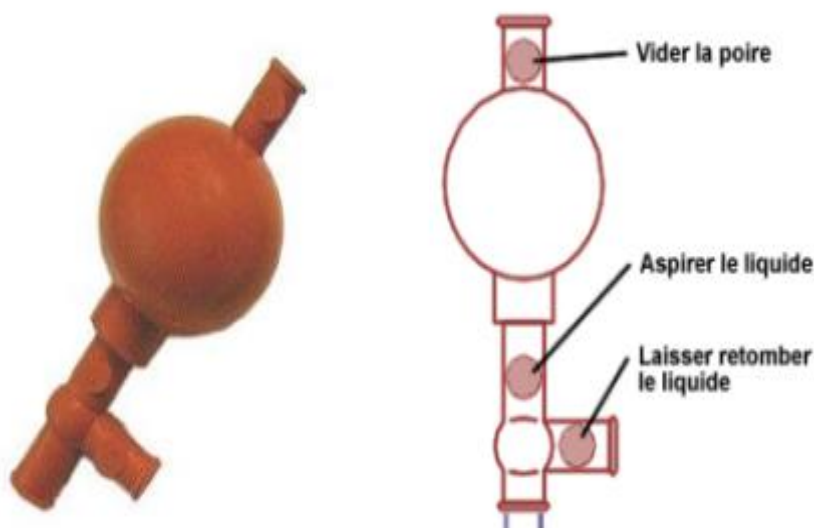


Schéma 2

III. But :

- ❖ Préparation de 100 ml d'une solution de chlorure de sodium NaCl de molarité 0.1 M(S1).
- ❖ Préparation de 100 ml de solution diluée de Normalité 0.02 N à partir la solution concentrée de NaCl (S1)

IV. Partie expérimentale :

1. Matériel - produits utilisés :

Balance, verre de montre, fiole jaugée, bécher, pipette ou éprouvette, pro-pipette, pissette et spatule.

NaCl (Solide) et l'eau distillée.

2. Mode Opérateur :

a. Préparation de 100 ml d'une solution de NaCl de molarité 0,1M (S1):

- ◆ Calculer la masse de Chlorure de sodium (NaCl) solide nécessaire à la solution demandée.
- ◆ Peser la masse calculée sans la toucher avec les doigts). Fermer rapidement le flacon pour éviter que l Chlorure de sodium s'hydrate.
- ◆ Introduire la masse de NaCl calculée dans une fiole jaugée de 100 mL remplie au préalable à moitié avec de l'eau distillée. Agiter jusqu'à dissolution totale puis compléter jusqu'au trait de jauge.

b. Préparation de 100 ml de solution diluée de Normalité 0.02 N à partir la solution concentrée de NaCl (S1) :

Dans cette manipulation, nous préparerons 100 ml d'une solution diluée à 0,02N à partir de la solution concentrée (Solution Stock) de NaCl 0,1N. Pour le préparer, nous devons calculer le volume de solvant pour diluer la solution en utilisant la formule de dilution.

- ◆ Calculer le volume de la solution concentrée à prélever
- ◆ A l'aide d'une éprouvette graduée ou d'une pipette graduée, prélever le volume calculé de la solution mère
- ◆ Ajouter le volume dans une fiole jaugée de 100 ml et compléter avec de l'eau distillée jusqu'à atteindre le niveau marqué sur le col de la fiole jaugée. (Suivre le schéma 03)

Préparation d'une solution par dilution

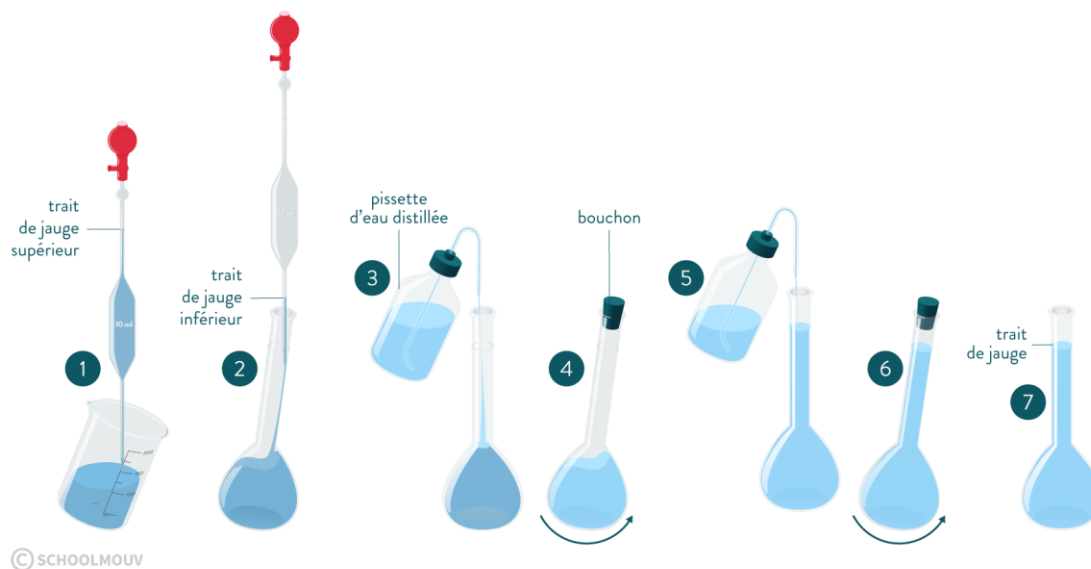


Schéma 3

V. Questions :

- 1/ Quelle est la différence entre une solution concentrée et diluée ?
- 2/ Calculer la masse de chlorure de sodium (NaCl) nécessaire pour la solution mère
- 3/ Calculer le volume de solution concentrée à prélever pour préparer S2
- 4/ Un chimiste veut préparer 500 ml d'une solution d'acide sulfurique à 2 M. Il dispose d'une solution concentrée de 18 M.
 - a. Comment appelle-t-on cette opération?
 - b. Quelle quantité de solution concentrée devra-t-il utiliser pour sa solution ?
- 5/ Est-ce qu'on peut préparer une solution fille d'acide chlorhydrique de concentration 8 M (100 mL) à partir d'une solution mère de concentration 4 M ? Pourquoi ? Si oui, calculer le volume de la solution concentrée?
- 6/ votre conclusion

VI. Réponses aux questions :

1/ Quelle est la différence entre une solution concentrée et diluée ?

Une solution concentrée est une solution qui contient une quantité importante de soluté dissous par rapport à une solution diluée.

2/ Calculer la masse de chlorure de sodium (NaCl) nécessaire pour la solution mère

La masse molaire du NaCl:

$$M(\text{NaCl}) = 58.44 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La molarité : $C_M = 0.1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

la quantité de matière : $n = m/M = C \times V$

$$m = M(\text{NaCl}) \times C \times V$$

AN : $m = 58.44 \times 0.1 \times 100 \times 10^{-3}$

m = 0,5844g de NaCl nécessaire pour préparer une solution de 0.1M (S1)

3/ Calculer le volume de solution concentrée à prélever pour préparer S2

La formule de dilution donnée par la relation suivante :

$$C_{\text{mère}} \cdot V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \cdot V_{\text{fille}}$$

Où

$$C_{\text{mère}} = 0.1\text{M} = 0.1 \text{ mol/l}$$

$$V_{\text{prélevé}} = ?$$

$$C_{\text{fille}} = 0.02\text{N} = 0.02\text{M}$$

$$V_{\text{fille}} = 100\text{ml}$$

Le volume $V_{\text{prélevé}}$ de la solution mère S1 à prélever est donc tel que:

$$V_{\text{prélevé}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}} / C_{\text{mère}}$$

$$V_{\text{prélevé}} = 0,02 \cdot (100 \cdot 10^{-3}) / 0.1 = 0.02 \text{ L} = \mathbf{20 \text{ ml}}$$

4/ Un chimiste veut préparer 500 mL d'une solution d'acide sulfurique à 2 M. Il dispose d'une solution concentrée de 18 M. Quelle quantité de solution concentrée devra-t-il utiliser pour sa solution.

Données: $V_{\text{final}} = 500 \text{ ml}$; $C_{\text{finale}} = 2 \text{ M}$ et $C_{\text{initiale}} = 18 \text{ M}$.

a. Dilution: consiste à préparer, à partir d'une solution mère, une solution fille dont la concentration est moindre

b. On utilise la formule: $n_1 = n_2 \Rightarrow N_1 V_1 = N_2 V_2 \Rightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2$ (parce que c'est le même soluté $z_1 = z_2$) donc $V_{\text{initial}} = (500 \cdot 2) / 18 = 55,55 \text{ mL}$

5/ Est-ce qu'on peut préparer une solution fille d'acide chlorhydrique de concentration 8 M (100 mL) à partir d'une solution mère de concentration 4 M ? Pourquoi ? Si oui, calculer le volume de la solution concentrée?

Non, On ne peut pas préparer cette solution, parce que la concentration de la solution mère est plus petite que celle de la solution fille. ($C_{\text{mère}} < C_{\text{fille}}$).

6/ Conclusion

- ✓ Lors d'une dilution, la concentration d'une solution commerciale ou mère doit être grande que celle de la solution fille ($C_{\text{mère}} < C_{\text{fille}}$).
- ✓ La quantité de la matière est conservée lors d'une dilution. Donc $n_1 = n_2$ ie $N_1 V_1 = N_2 V_2 \Rightarrow C_1 V_1 = C_2 V_2$.

TP n° 03

**DETERMINATION DE MASSE
VOLUMIQUE ET DENSITE**

I. Objectifs d'apprentissage:

L'objectif principal de ce travail pratique est d'apprendre la masse volumique et la densité des différents matériaux.

II- Rappels Théoriques :

- ❖ **Masse Volumique** : est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume. Unité de mesure des liquides et des gaz, la masse volumique est souvent exprimée en grammes par litre (**g/L ou g.L⁻¹**). pour les solides, les unités utilisées sont souvent les grammes par centimètre cube ou le décimètre cube ou le kilogramme par mètre cube (**g/ dm⁻³, g/ cm⁻³, kg/ cm⁻³, kg/ m⁻³**)

$$\rho = m / V$$

Avec « m » est la masse solide ou liquide en g, « V » est le volume de matière en cm⁻³, « ρ » est la masse volumique en g/ cm⁻³ ou kg/ cm⁻³

- ❖ **La densité** : la densité d'un matériau *solide* ou *liquide* est le rapport entre la masse volumique du matériau et de l'eau.
Pour les matériaux *gazeux*, la densité est calculée par la masse volumique du matériau divisée par la masse volumique de l'air.

$$d = \rho_{\text{soli/liq/gaz}} / \rho_{\text{eau/air}}$$

III. But :

- ✓ Détermination de la masse volumique et densité des solutions
- ✓ Détermination de la masse volumique et densité des matériaux solides.

IV. Partie expérimentale :

1. Matériel - produits utilisés :

- Huile alimentaire
- Ethanol
- Eau distillée
- Solution hydroalcoolique
- Boule
- Métal (Fer, Cuivre)
- Eprouvette (20, 50ml)
- Fiole jaugée (50ml)
- Entonnoir
- Pissette
- Balance

2. Mode Opérateur :

a. Détermination de la masse volumique et densité des solutions :**1. Préparation d'une solution Hydro alcoolique**

Pour limiter la prolifération de germes pathogènes, il peut être nécessaire de se désinfecter les mains avec une solution hydro alcoolique. Une solution hydro alcoolique de 50,0 mL, vendue dans le commerce, est obtenue en mélangeant 35,0 mL de propan-2-ol (alcool) à de l'eau. Pour préparer 50 ml de solution hydro alcoolique, il faut prélever un volume de propan-2-ol (35ml) :

- Calculer la masse de propan-2-ol à peser pour préparer la solution ($d_{\text{prop}} = 0.785$)
- Réaliser la tare de la balance avec la fiole jaugée de 50 ml vide.
- Verser la masse calculée de propan-2-ol à l'aide de l'entonnoir
- Rincer l'entonnoir avec de l'eau distillée
- Compléter la fiole jaugée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée et agiter

2. Pour les solutions (Eau distillée, Ethanol et huile alimentaire) :

- Rincer toute la verrerie à utiliser ;
- Peser l'éprouvette vide ;
- Verser dans l'éprouvette 10 ml du liquide et peser le de nouveau ;
- Noter les mesures effectuées ;
- Faire cette expérience pour chacun des trois liquides (eau distillée, Ethanol et huile)

b. Détermination de la masse volumique et densité des solides :

- Rincer toute la verrerie à utiliser ;
- Peser le solide utilisé (métal et la boule) ;
- Remplir un volume $V_1 = 20\text{ml}$ d'eau dans une éprouvette de 50 ml ;
- Plonger le solide dans l'éprouvette, et lire le volume V_2 ,
- Noter les mesures effectuées ;

V. Questions**a. Détermination de la masse volumique et densité des solutions :**

- Calculer la masse de propan-2-ol à peser pour préparer la solution
- Noter m la masse pesée de chaque liquide
- Donner la formule ρ et calculer la masse volumique d'un liquide
- Donner la formule de densité et calculer d pour chaque liquide

b. Détermination de la masse volumique et densité des solides :

- Noter la masse m du chaque solide (métal et boule)
- Noter V_i et V_f les niveaux de l'eau ajoutée dans l'éprouvette avant et après l'immersion du solide
- Calculer le rayon de la boule

- Calculer la masse volumique et la densité pour chaque solide étudié

VI. Réponses aux questions :

a. Détermination de la masse volumique et densité des solutions :

- **Calculer la masse de propan-2-ol a pesé pour préparer la solution**

Pour préparer 50,0 mL de solution hydro alcoolique, il faut prélever un volume de propan-2-ol $V_{\text{prop.}} = 35,0 \text{ mL}$.

La masse de propan-2-ol à peser est donc :

$$m_{\text{prop}} = \rho_{\text{prop}} \times V_{\text{prop}} \text{ avec } \rho_{\text{prop}} = d_{\text{prop}} \times \rho_{\text{eau}}$$

$$\rho_{\text{prop}} = 0,785 \times 1,000 = \mathbf{0,785 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{prop}} = 0,785 \times 35,0 = \mathbf{27,5 \text{ g}}$$

- **Noter m la masse pesée de chaque liquide (les résultats selon l'expérimentale ne sont pas des valeurs constantes)**

❖ Pour l'eau distillée :

$$m_1(\text{éprouvette vide}) = 78.5\text{g}$$

$$m_2(\text{éprouvette} + 20\text{ml d'eau.d}) = 98.5 \text{ g}$$

$$m_{\text{eau}} = m_2 - m_1 = 20\text{g}$$

❖ Pour l'Ethanol :

$$m_1(\text{éprouvette vide}) = 78.5\text{g}$$

$$m_2(\text{éprouvette} + 20\text{ml Ethanol}) = 94.2 \text{ g}$$

$$m_{\text{EtOH}} = m_2 - m_1 = 15.70 \text{ g}$$

❖ Pour l'huile alimentaire :

$$m_1(\text{éprouvette vide}) = 78.5\text{g}$$

$$m_2(\text{éprouvette} + 20\text{ml huile}) = 96.5 \text{ g}$$

$$m_{\text{Huile}} = m_2 - m_1 = 18 \text{ g}$$

- **Donner la formule ρ et calculer la masse volumique et densité d'un liquide**

La formule de la masse volumique d'un produit liquide :

$$\rho_{\text{liq}} = m_{\text{liq}} / V_{\text{liq}}$$

la formule de densité d'un produit liquide :

$$d = \rho_{\text{soli/liq}} / \rho_{\text{eau}}$$

Volume de liquide utilisé pour toutes les expériences est 20 ml

❖ **Pour l'eau distillée :**

$$V_{\text{eau}} = 20 \text{ ml}$$

$$\rho_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} / V_{\text{eau}}$$

$$\rho_{\text{eau}} = 20/20 = 1 \text{ g/cm}^{-3}$$

$$d_{\text{eau}} = 1$$

❖ **Pour l'Ethanol :**

$$V_{\text{EtOH}} = 20 \text{ ml}$$

$$\rho_{\text{EtOH}} = m_{\text{EtOH}} / V_{\text{EtOH}}$$

$$\rho_{\text{EtOH}} = 15.7/20 = 0.785 \text{ g/cm}^{-3}$$

$$d_{\text{EtOH}} = \rho_{\text{EtOH}} / \rho_{\text{eau}} = 0.785 / 1 = 0.785$$

❖ **Pour l'huile alimentaire :**

$$V_{\text{huile}} = 20 \text{ ml}$$

$$\rho_{\text{huile}} = m_{\text{huile}} / V_{\text{huile}}$$

$$\rho_{\text{huile}} = 18 / 20 = 0.9 \text{ g/cm}^{-3}$$

$$d_{\text{huile}} = \rho_{\text{huile}} / \rho_{\text{eau}} = 0.9 / 1 = 0.785$$

b. Détermination de la masse volumique et densité des solides :

- **Noter la masse m du chaque solide (métal et boule) (les masses sont différents selon le morceau de métal et la boule utilisé)**

$$m_{\text{Fe}} = 31.4 \text{ g}$$

$$m_{\text{cu}} = 5.2 \text{ g}$$

$$m_{\text{boule}} = 4.12 \text{ g}$$

- **Noter Vi et Vf les niveaux de l'eau ajoutée dans l'éprouvette avant et après l'immersion du solide**

- **Pour le métal Fe :**

$$V_i = 20 \text{ ml}$$

$$V_f = 24.5 \text{ ml}$$

$$V_{\text{Fe}} = 24 - 20 = 4.5 \text{ ml}$$

- **Pour le metal Cu :**

$$V_i = 20 \text{ ml}$$

$$V_f = 26 \text{ ml}$$

$$V_{Cu} = 26 - 20 = 6 \text{ ml}$$

❖ **Pour la boule:**

$$V_i = 20 \text{ ml}$$

$$V_f = 22 \text{ ml}$$

$$V_B = 22 - 20 = 2 \text{ ml}$$

- Calculer le rayon de la boule

$$V_B = 2 \text{ ml}$$

$$V_B = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \quad \Rightarrow \quad \pi \cdot r^3 = \frac{3 \cdot V_B}{4} \quad \Rightarrow \quad r^3 = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot V_B}{4 \cdot \pi}}$$

$$r^3 = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 2}{4 \cdot 3.14}} = 0.781 \text{ cm}^{-3}$$

- Calculer la masse volumique et la densité pour chaque solide étudié

La formule de la masse volumique d'un produit liquide :

$$\rho_{sol} = m_{sol} / V_{sol}$$

La formule de densité d'un produit liquide :

$$d = \rho_{soli/liq} / \rho_{eau}$$

❖ **Pour Fe :**

$$m_{Fe} = 31.4 \text{ g}$$

$$\rho_{Fe} = m_{Fe} / V_{Fe}$$

$$\rho_{eau} = 31.4 / 4.5 = 6.97 \text{ g/cm}^{-3}$$

$$d_{eau} = 6.97$$

❖ **Pour Cu:**

$$m_{Cu} = 5.2 \text{ g}$$

$$\rho_{Cu} = m_{Cu} / V_{Cu}$$

$$\rho_{eau} = 5.2 / 6 = 0.860 \text{ g/cm}^{-3}$$

$$d_{eau} = 0.860$$

❖ **Pour boule :**

$$m_{\text{Cu}} = 4.12 \text{ g}$$

$$\rho_{\text{Cu}} = m_{\text{Cu}} / V_{\text{Cu}}$$

$$\rho_{\text{eau}} = 4.12 / 2 = 2.060 \text{ g/cm}^{-3}$$

$$d_{\text{eau}} = 2.060$$

TP n° 04
METHODES DE SEPARATION

I. Objectifs d'apprentissage:

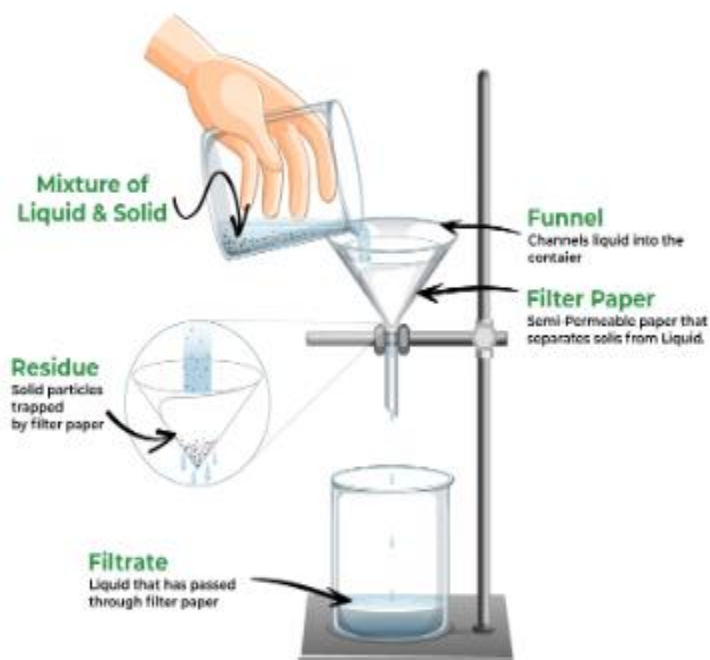
- Découvrez les différentes méthodes de séparations telles que la Filtration, Décantation et Centrifugation

II- Rappels Théoriques :

Dans le cas d'un mélange hétérogène constitué d'eau et de particules solides, il existe de nombreuses techniques permettant de les séparer. Les plus simples sont la décantation, la centrifugation et la filtration

A. Filtration :

La filtration est un procédé de séparation permettant de séparer les constituants d'un mélange qui possède une phase liquide et une phase solide au travers d'un milieu poreux qui constitue un filtre et retient la phase solide. L'utilisation d'un filtre permet de retenir les particules du mélange hétérogène qui sont plus grosses que les trous du filtre (porosité). Le liquide ayant subi la filtration est nommée filtrat ou perméat, tandis que la fraction retenue par le filtre est nommée résidu ou rétentat. La filtration est une technique très utilisée dans le domaine de l'agroalimentaire, de la chimie, de la pharmacie.



B. Décantation :

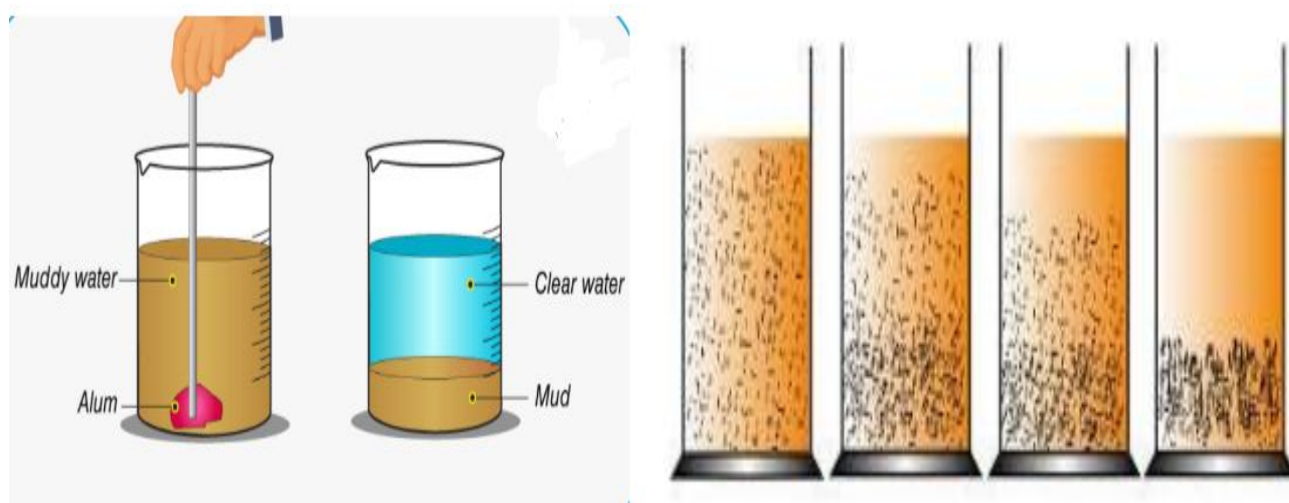
La décantation est une opération de séparation mécanique, sous l'action de la gravitation, de plusieurs phases non miscibles dont l'une au moins est liquide. On peut ainsi séparer soit plusieurs liquides non miscibles de densités différentes, soit des solides insolubles en suspension dans un liquide

Principe: si on laisse reposer une suspension solide dans une phase liquide, on observe que les particules sous l'action de la pesanteur et de la poussée d'Archimède, tendent à tomber vers le fond ou à remonter à la surface selon leur densité et leur taille. Cette décantation peut cependant être relativement lente pour les très fines particules et les liquides particulièrement visqueux.

1. Décantation de matières solides (décantation simple)

La décantation consiste à **laisser reposer** un mélange hétérogène suffisamment longtemps pour que les particules solides en suspension tombent au fond du récipient. On peut ensuite verser délicatement dans un autre récipient le mélange qui surnage : on obtient un mélange quasiment homogène.

On appelle alors généralement le liquide « surnageant » et les particules solides déposées au fond du récipient « dépôt ».

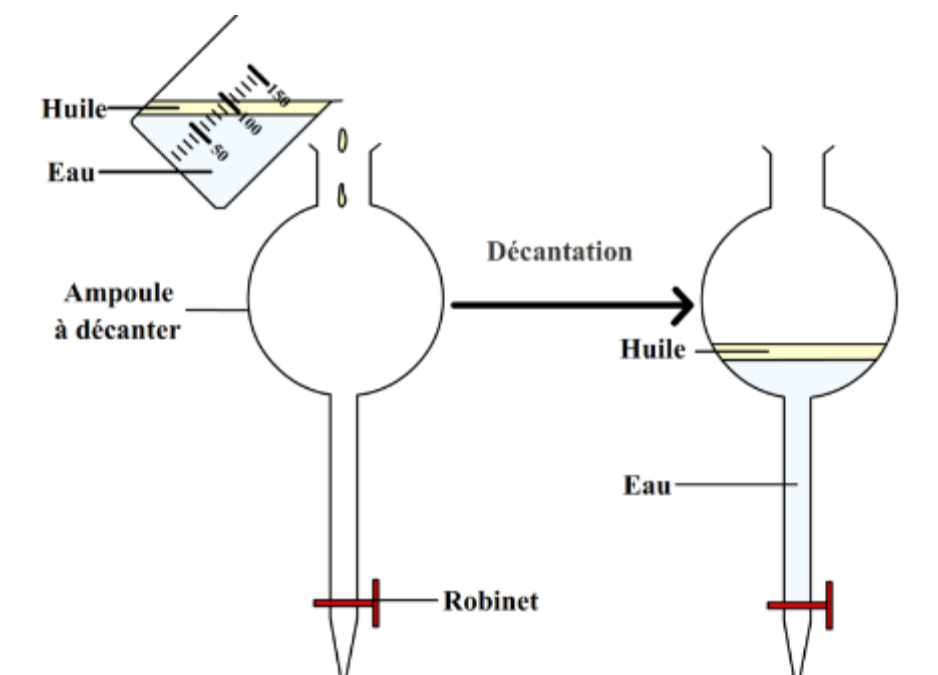


2. Séparation de liquides par l'ampoule à décanté

Lorsque deux liquides ne sont pas miscibles, comme l'huile et l'eau, il suffit de laisser reposer le mélange pour que le liquide le plus dense se place en dessous du liquide le moins dense, et qu'apparaisse une surface de séparation horizontale entre les deux liquides.

Pour séparer deux liquides non miscibles, on utilise une ampoule à décanter. L'ampoule à décanter a la forme d'un entonnoir prolongé par un long tube étroit terminé par un robinet. Lors de la décantation, le liquide le plus dense se placera sous le liquide le moins dense. L'ouverture du robinet va permettre de séparer les deux liquides.

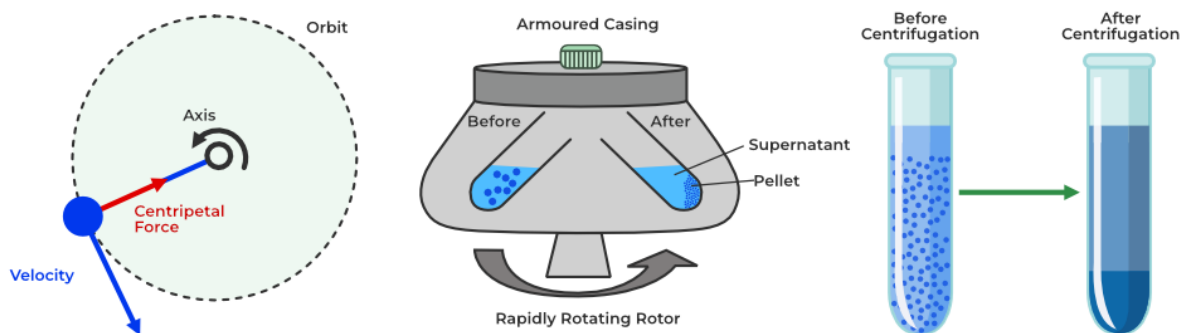
Dans les laboratoires de chimie ou de biologie, on utilise couramment ce procédé lors des extractions liquide-liquide impliquant une phase aqueuse et une phase organique.



C. Centrifugation :

Cette étape de séparation de particules s'exécute selon un procédé simple dans le but d'obtenir indépendamment les différents composés (solides ou liquides) qui constituent le fluide. Selon la densité de chaque composant, la **force centrifuge** de la machine va dissocier les différents éléments du fluide. Dans la centrifugation, on utilise une force qui va accélérer le processus, à l'inverse de la décantation, où c'est le temps qui agit pour obtenir le même résultat de séparation liquide-liquide ou liquide-solide.

La force centrifuge est créée par un mouvement de **rotation** très rapide dans une centrifugeuse.



III. But:

- ✓ Décantation du mélange (eau + sable ; eau + huile) selon deux méthodes : technique ancienne par simple décantation et ampoule à décanter.
- ✓ Filtration du mélange (eau + sable) par une méthode simple.
- ✓ Centrifugation d'un mélange (lait poudre + eau).

IV. Partie expérimentale :

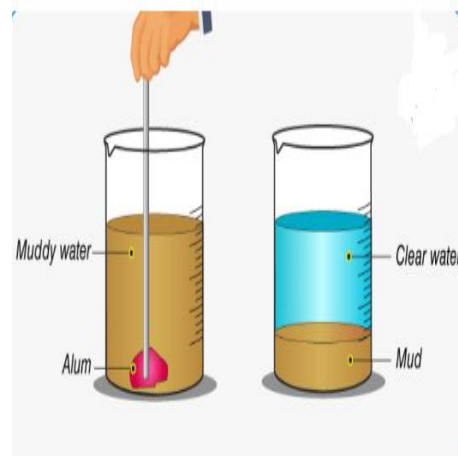
1. Matériel - produits utilisés :

- Mélange à séparer (huile/eau, sable/eau)
- Poudre de lait
- Ampoules à décanter
- Papier filtre
- Entonnoir
- Anneau,
- Erlenmeyers ou Bêchers.
- Centrifugeuse

2. Mode Opérateur

a) Décantation 1 : technique de décantation simple

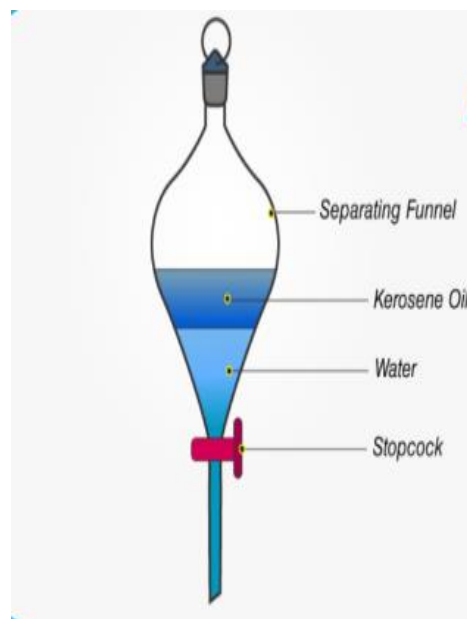
1. Préparer dans bécber un mélange d'eau avec le sable, agiter bien le mélange
2. Laisser décanter le mélange : attendre que le mélange présente une ligne de démarcation claire entre les deux substances à séparer.
3. Versez délicatement le liquide surnageant (celui au-dessus du mélange) le long de la tige du verre dans le deuxième bécber.
4. Arrêtez de verser lorsque les deux constituants sont séparés dans leurs bêchers respectifs.



b) Décantation 2 : Décantation avec une ampoule à décanter

1. préparer dans un bécber un mélange d'huile avec l'eau
2. Placez l'ampoule à décanter dans l'anneau et versez le mélange à séparer dans l'ampoule à décanter.

3. Laisser décanter le mélange : attendre que le mélange présente une ligne de démarcation claire entre les deux substances à séparer
4. Retirez le bouchon de l'entonnoir à décantation pour faciliter l'écoulement du liquide.
5. Placez un bécher sous l'ampoule à décanter
6. Ouvrir le robinet de l'ampoule à décanter à faible vitesse pour récupérer le premier liquide présent dans le bécher.
7. Fermez le robinet lorsque le premier liquide a été entièrement versé dans le bécher.



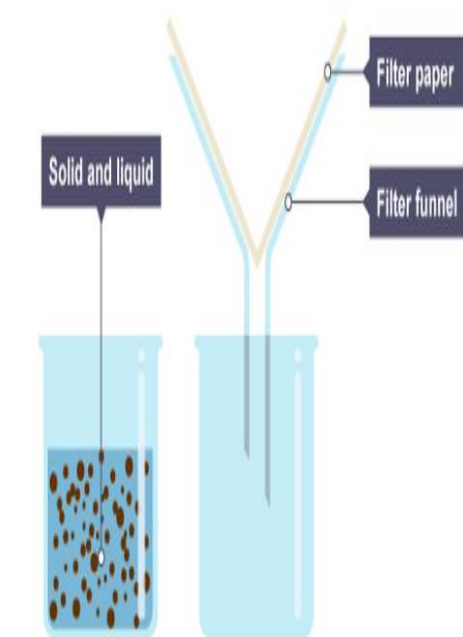
c) Filtration :

1. préparer dans un bécher un mélange d'eau et le sable, agiter bien le mélange
2. Placez l'entonnoir dans l'anneau et placez l'Erlenmeyer ou le bécher sous la pointe de l'entonnoir.
3. Pliez le papier filtre en quatre pour former un cône avec trois couches de papier d'un côté et une couche de l'autre côté.
4. Placez le papier filtre dans l'entonnoir.

Attention!

Pour que le papier filtre s'adapte bien à l'entonnoir, vous pouvez mettre un peu d'eau sur le papier filtre afin que le papier adhère plus facilement aux parois de l'entonnoir.

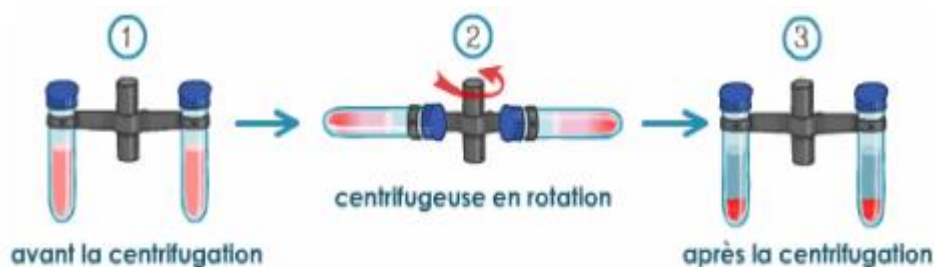
5. Versez délicatement le mélange à filtrer dans l'entonnoir.
6. Récupérez le filtre dans l'Erlenmeyer ou le bécher et les résidus solides dans le papier filtre.



c) Centrifugation :

1. Préparer dans bécher de 50ml, un mélange d'eau avec deux cuillères de lait en poudre,

2. On met 10ml de solution dans les tubes de centrifugeuse
3. Régler la centrifugeuse à une vitesse de 4000 tours par minute pendant 10 mn.
4. Placer les tubes dans la centrifugeuse
5. Noter vos observations



V. Questions

1. Quelle est la différence entre les trois méthodes de séparation étudiée dans ce TP
2. Pourrions-nous faire la séparation du mélange tel que la suspension? Quelle méthode ?
3. Nous voulons séparer le plasma du sang, quelle est la meilleure méthode de séparation utilisée ? Expliquer comment
4. Quel type de mélange peut être séparé par filtration ?
5. Quel type de technique de séparation est utilisé pour séparer l'huile et le vinaigre ?

TP n° 05
TITRAGE ACIDO-BASIQUE

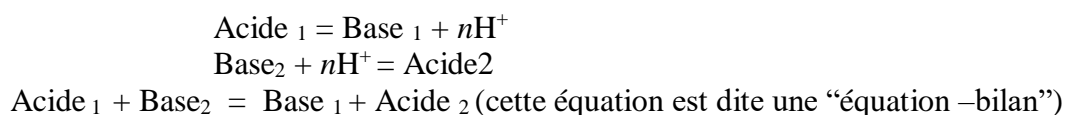
I. Objectifs d'apprentissage:

- ◆ Vérifier le titre molaire des solutions d'acide soit fort ou faible, en utilisant le dosage colorimétrique.

II- Rappels Théoriques :

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. La réaction de dosage doit être rapide, totale, facilement observable. Si la solution de titre inconnu est un acide, on verse une base de façon à neutraliser l'acide, l'intérêt étant de déterminer précisément la quantité de base ajoutée pour neutraliser l'acide.

Une réaction acido-basique met en jeu deux couples acide-base : le couple Acide₁/Base₁ et le couple Acide₂/Base₂. Une réaction acide-base est une transformation chimique entre l'acide d'un couple et la base d'un autre couple acide/base, par l'intermédiaire d'un échange d'ions H⁺. L'équation complète est une combinaison linéaire des deux demi-équations spécifiques de chaque couple :



A l'équivalence le nombre d'équivalent gramme de H₃O⁺ apportés par l'acide doit être égal au nombre d'équivalent gramme de OH⁻ apportés par la base. Cela entraîne :

$$N_A V_A = N_B V_B$$

On désigne par : -N_A la concentration normale de l'acide, par V_A le volume de l'acide,

- N_B la concentration normale de la base, par V_B le volume de la base,

Un dosage acido-basique peut être suivi par :

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

L'indicateur coloré 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.

Indicateur	Teinte / acide	Zone de virage	Teinte / base
Hélianthine	Rouge	3,1 - 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,08 - 6	Jaune
Bleu de bromothymole	Jaune	6,0 - 7,6	Bleu
Phénol-phtaléine	Incolore	8,2 - 10,0	Rose-violet
Jaune d'Alizarine	Jaune	10,1 - 12,2	Rouge

III. But:

- ✓ Détermination de la concentration molaire d'une solution d'acide chlorhydrique avec une solution d'hydroxyde de sodium ($C_B = 0,1 \text{ mol/l}$)
- ✓ Déterminer le degré d'acidité d'un vinaigre blanc commercial par titrage.

IV. Partie expérimentale :

1. Matériel - produits utilisés :

- Eau distillée
- HCl
- NaOH
- Eprouvette
- Fioles jaugées (50 ou 100ml)
- Pipettes graduée ou jaugée (10ml)
- Burette (25 ou 50ml)
- Erlenmeyer (100ml)
- Pro-pipette
- Bécher
- vinaigre blanc commercial

2. Mode Opérateur :

2-1- Titration d'un acide fort par une base forte

1. Rincer la burette graduée avec la solution titrante (NaOH) de concentration molaire bien précise ($C_B = 0,1 \text{ mol/L}$), puis la remplir.
2. Dégazer la partie inférieure de la burette en faisant écouler la solution titrante dans un bécher étiqueté (Récupération de produits usagés)
3. Ajuster le niveau du liquide au niveau zéro de la burette en faisant écouler l'excédent de solution de soude dans le bécher étiqueté (Récupération de produits utilisés).
4. Introduire dans un erlenmeyer de 100 mL : 10 mL de la solution HCl prélevée à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette, ajouter 1 à 3 gouttes de Bleu de bromothymole,
5. Placer l'erlenmeyer sous la burette, laisser couler la solution de NaOH tout en agitant manuellement jusqu'au changement de la couleur (point d'équivalence).
6. Noter le volume de NaOH versé.
7. Refaire le titrage 2fois et éventuellement 3 fois si les 2 mesures sont éloignées.

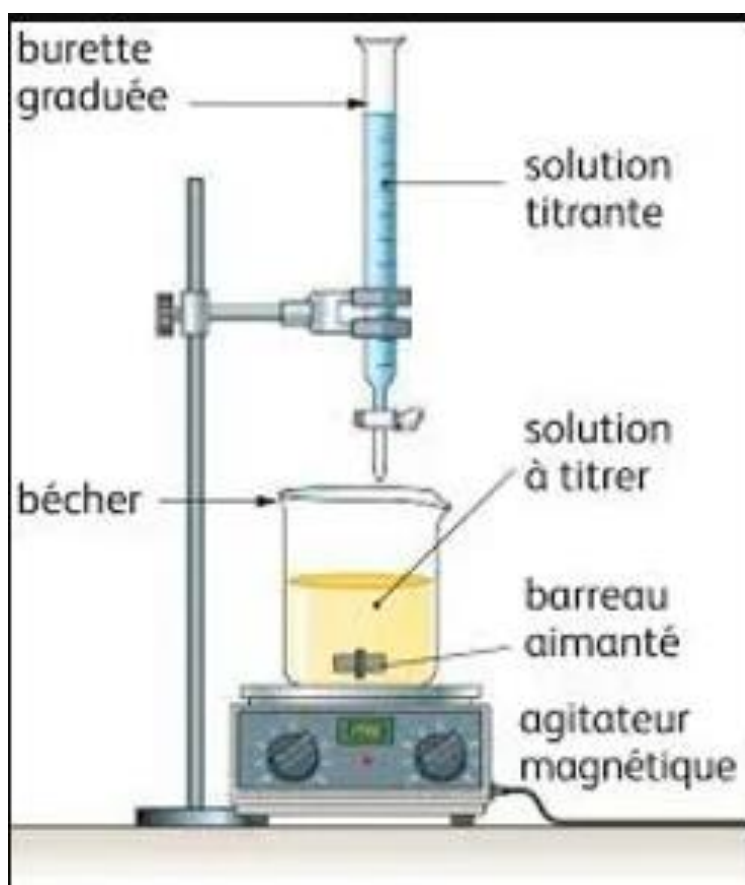


Figure : schéma de montage de dosage colorimétrique

2-2- Titrage d'un acide faible par une base forte

Un vinaigre blanc est essentiellement une solution aqueuse d'acide éthanóïque (ou acétique). Les concentrations commerciales sont exprimées en degrés d'acidité. Le degré d'acidité D° du vinaigre blanc s'exprime par la masse, en grammes, d'acide éthanóïque pur

contenu dans 100g de vinaigre.

1. Faire la dilution du vinaigre (dilué 10 fois) en préparant 50ml de solution diluée.
2. Prélever dans un erlenmeyer 10ml de la solution A (vinaigre dilué) à l'aide d'une propipette.
3. Ajouter 3 gouttes de phénolphtaléine.
4. Remplir la burette de solution NaOH de concentration molaire $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$.
5. Placer, alors, l'erlenmeyer sous la burette. Agiter afin d'homogénéiser le mélange.
6. Verser à la burette, goutte à goutte, de NaOH jusqu'au virage au rose persistant.
7. Indiquer la valeur du volume d'hydroxyde de sodium V_B correspondant à la zone de virage.
8. Répéter l'expérience 3 fois.

V. Questions

1. Y a-t-il des espèces chimiques spectatrices dans les deux dosages ? lesquelles ?
2. Quels sont les couples acide/base mise en jeu dans chaque dosage ?
3. Quel est le rôle d'un indicateur coloré ?
4. L'ajout de l'eau modifie-t-il la position de l'équivalence ?
5. Ecrire les réactions chimiques qui se produisent lors des titrages
6. Calculer la concentration du HCl et la concentration en acide acétique dans la solution diluée A.

Références bibliographiques

- [1] Belabass Benayad, Expériences de chimie analytique
- [2] R. Ouahes ; B. Dévallez, Chimie générale, SNED Alger
- [3] Y. Datoussaid ; T. Attar, travaux chimique de chimie

- [4] A.S. Bernard, S. Clède, M. Emond, Techniques expérimentale en chimie
- [5] Thomas Bariliro, Aurélie Deleuze, Travaux pratiques de chimie tout prêt
- [6] Danielle Cachauherreillat, Des expériences de la famille acide base
- [7] J. Coarer, Chimie le minimum à savoir : EDP, Science 2003