UNIVERSITE DE MONASTIR

Ecole Supérieure des Sciences et Techniques de la Santé de Monastir

POLYCOPIE DE TP

CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE

Réalisé par :

Dr.Chadlia Aguir Khalfaoui

Année Universitaire 2022-2023

Table des matières

Manipulation N°1 4
PRINCIPES DE LA CHIMIE EXPERIMENTALE 4
I. SECURITE EN TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE 4
I.1. Règles de sécurité de base dans un laboratoire de chimie 4
I.2. Pictogrammes 5
I.2.1. Symboles de danger 5
II. MATERIEL DE LABORATOIRE 7
II.1. Matériel et verrerie 7
II.2. La verrerie de laboratoire 7
III. ORGANISATION DES TRAVAUX PRATIQUES 10
III.1. Évaluation 10
III.2. Comment rédiger un compte-rendu de travaux pratiques 11
Manipulation N°2 11
DETERMINATION DE LA QUANTITE DE MATIERE 12
I. OBJECTIFS PEDAGOGIQUES DE LA SEANCE DE TP 12
II. BUT DU TP 12
III. Rappels 12
III.1.Définitions 12
III.2. Calculs de quantités de matière 12
III.2.1.Cas des solides : A partir de la masse 12
III.2.2. Cas des liquides 13
IV. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES 13
IV.1. Produits 13
IV.2. Matériel 13
V. PROTOCOLE OPERATOIRE 13
V.1. Détermination de la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur ... 14
V.1.1. Détermination de la quantité de matière pour un solide : Par mesure de la masse 14
V.1.2. Détermination de la quantité de matière pour un liquide : 14
1. Par mesure de la masse 14
V.2. Préparation d'un échantillon contenant une quantité de matière donnée 15
IV.2.1. Préparation d'une quantité de matière de solide : En mesurant la masse 15
V.2.2. Préparation d'une quantité de matière de liquide 15
Manipulation N°3 16
REPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET PAR DILUTION 16

I. RAPPELS 16
I.1. Solutions 16
I.2. Préparation des solutions 16
I.3. Concentration 16
I.3.1. Différentes expressions de la concentration 16
II. BUT DU TP 17
III. PRINCIPE 17
III.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un solide 17
III.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère 18
III.3. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère commerciale de concentration *x* 19
IV. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES 20
IV.1.Produits 20
IV.2.Matériel 20
V. MODE OPERATOIRE 20
V.1. Procédure de préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide 20
V.1.1.Objectif 20
V.1.3.Réalisation pratique 20
V.2. Procédure de préparation d'une solution par dilution d'une solution aqueuse concentrée 21
V.2.1. Préparation d'une solution à partir d'un liquide de concentration connue 21
V.2.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale 21
Manipulation N° 4 23
EXTRACTION DE LA CAFÉINE DU THÉ 23
I. principe 23
II. MODE OPÉRATOIRE 23
III.COMPTE RENDU 26

Manipulation N°1

PRINCIPES DE LA CHIMIE EXPERIMENTALE

La chimie souffre encore aujourd'hui d'une mauvaise réputation auprès du grand public. Il est de notre ressort de montrer à nos étudiants qu'une pratique de la Chimie dans des conditions de sécurité optimale est possible.

I. SECURITE EN TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE

I.1. Règles de sécurité de base dans un laboratoire de chimie

Les activités expérimentales jouent un rôle essentiel dans l'enseignement de chimie. Dès les premières séances de travaux pratiques (TP), vous serez amenés à utiliser de la verrerie fragile (bécher, erlenmeyer, burette, …), des appareils de chauffage et des produits chimiques (solvants organiques toxiques, inflammables, irritants…). Il est impératif pour la sécurité des personnes et du matériel que certaines règles de sécurité soient précisées et appliquées dès le début. Une grande discipline et une grande rigueur expérimentale sont exigées toute les séances. Un incident, est souvent dû au non-respect des règles élémentaires de sécurité. Tout étudiant doit penser à sa propre sécurité ainsi qu'à celle de ses collègues.

a. Par mesure d'hygiène, il est interdit :

- de manger ou de consommer des boissons dans la salle de TP. Les aliments ou la nourriture sont strictement interdits (chewing-gum, café, boissons diverses, gâteaux, biscuits ...).
- d'utiliser les sources d'eau du laboratoire ou l'eau déminéralisée du laboratoire en tant qu'eau potable.

b. Le port de la blouse en coton est obligatoire.

- Cette blouse doit être de longueur raisonnable et à manches longues. Les blouses doivent être équipées de boutons pression de préférence, ce qui permet de les enlever rapidement si nécessaire ; elles doivent être assez longues pour protéger les jambes.
- La blouse sera mise en dehors de la salle de TP.
- Les étudiants doivent manipuler avec la blouse fermée.

c. Les cheveux longs doivent être attachés (noués à l'arrière).

d. Tous les vêtements flottants (écharpes ou autres) doivent être enlevés. Tout foulard, partie de vêtement ou accessoire doit être convenablement rentré dans la blouse.

e. Les habits ne doivent pas être mis sur ou à côté des paillasses. Ils doivent être accrochés à un endroit où ils ne risquent rien.

f. Le port de bijoux (bagues, bracelet, montres..) est fortement déconseillé.

g. Les sacs doivent être déposés au fond de la salle.

h. Les étudiants ne doivent prendre que le minimum d'affaires sur la paillasse.

i. Au cours des manipulations, ils doivent ranger leurs affaires. On ne doit jamais manipuler au-dessus d'un classeur ouvert.

j. Les étudiants doivent toujours manipuler debout.

- Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous la paillasse afin de ne pas encombrer les allées.
- Les déplacements dans le laboratoire doivent être réduits au minimum.
- Ne pas courir dans le laboratoire.
- Ne pas lancer d'objets.

k. Pour chaque manipulation présentant un risque potentiel (signalé par le professeur), les étudiants doivent mettre des gants et des lunettes de protection.

l. Il est essentiel de lire attentivement l'étiquette du récipient contenant un produit chimique ; celle-ci donne des renseignements utiles, sur les risques inhérents à ce produit, les moyens de protection et les premiers soins à dispenser en cas de contact, d'ingestion ou d'inhalation accidentels.

m. On doit éviter d'inhaler les vapeurs des solvants organiques. La manipulation de substances toxiques ou de produits risquant d'affecter le système respiratoire doit être faite sous une hotte.

n. À moins d'indication contraire, on ne goûte jamais un produit chimique et on évite son contact avec la peau et les yeux, car certaines substances entraînent des irritations cutanées, provoquent des brûlures ou encore sont absorbées rapidement par la peau.

o. On ne doit jamais pipeter avec la bouche, mais employer une poire ou une pipette automatique en s'assurant que la pointe de la pipette est immergée sous la surface du liquide.

p. Fermer systématiquement tout flacon.

q. Ne pas prélever à la bouteille. Transvaser dans un grand bécher propre et annoter le volume nécessaire pour les manipulations. Cela évite de se retrouver avec des solutions polluées.

r. Ne pas remettre dans le flacon le produit restant inutilisé sans avis de l'enseignant.

s. Avant utilisation, vérifier l'état de votre matériel. Ne pas utiliser de verrerie ébréchée.

t. Les paillasses doivent être nettoyées au cours de la séance et laissées rigoureusement propres et sèches en fin de séance.

u. L'élimination des produits chimiques doit être soigneusement planifiée. En général, de petites quantités de substances solubles dans l'eau et peu toxiques (solutions diluées de sels non-toxiques, d'acides ou de bases, cétones ou alcools à chaîne courte) peuvent être éliminées par l'égout de l'évier, en diluant : en faisant circuler l'eau.

v. Signaler toute situation dangereuse, tout incident et tout accident au professeur, ne jamais tenter de régler seul un problème.

w. Les pictogrammes de sécurité doivent être connus.

x. Il est impératif de se laver les mains avant de quitter la salle de TP.

I.2. Pictogrammes

Le Système Général Harmonisé de classification et d'étiquetage des produits chimiques (SGH) est un système international d'étiquetage des matières dangereuses. Il est destiné à unifier les différents systèmes nationaux et internationaux en vigueur. Il décrit la classification des produits chimiques par types de danger et propose des éléments de communication correspondant à ces dangers, y compris des étiquettes et des fiches de données de sécurité. Le SGH vise aussi à garantir que l'information sur les dangers physiques et la toxicité des produits chimiques soit disponible dans le but d'améliorer la protection de la santé humaine et de l'environnement au cours de la manipulation, du transport et de l'utilisation de ces produits. Il fournit également une base pour l'harmonisation des prescriptions et réglementations sur les produits chimiques aux échelles nationale, régionale et internationale, facteur important pour la facilitation des échanges commerciaux.

I.2.1. Symboles de danger

En plus des renseignements analytiques habituels, l'étiquette apposée à un récipient contenant une substance chimique, comporte soit des informations relatives aux risques inhérents à cette substance ou associés à sa manipulation, soit des conseils de prudence ou de premiers soins. Ces informations peuvent prendre les formes suivantes :

Symboles internationaux

Chaque symbole est un pictogramme ayant une signification précise (Tableau 1).

Tableau 1. Pictogrammes SGH pour l'étiquetage de récipients contenant des substances chimiques dangereuses.

Pictogramme	Mention	Remarque
	Explosif	Produits qui ont la capacité d'exploser lors d'un choc ou s'ils sont exposés à une source de chaleur.
	Inflammable	Produits inflammables, qui prennent feu près d'une flamme ou spontanément si la température est trop élevée,
	Comburant	Produits comburants, favorisent ou provoquent une combustion Ils sont donc à utiliser loin d'une flamme ou d'une source de chaleur
	Gaz sous pression	Produits à stocker et à utiliser notamment à l'ouverture, avec extrême précaution: éviter choc, flamme ou source de chaleur
	Corrosif	Produits corrosifs, ils s'attaquent aux tissus biologiques ainsi qu'aux matériaux.
	Toxique	Produits toxiques, ils peuvent donner la mort à faibles doses et doivent être manipulés avec extrême précaution et des protections adéquates
	Toxique, irritant, sensibilisant, narcotique	Produits toxiques ou nocifs (irritant, sensibilisant, narcotique,... Provoquent des irritations et des troubles divers par inhalation et par ingestion
	Sensibilisant, cancérogène,	Produits qui peuvent occasionner des désagréments pour la santé, nocifs ou toxiques. Ils doivent être manipulés avec les protections adéquates.
	Produits néfastes pour l'environnement.	Entraînent des dégâts plus ou moins important pour la flore et la faune

II. MATERIEL DE LABORATOIRE

II.1. Matériel et verrerie

Tous les laboratoires de chimie partagent principalement en commun les équipements de laboratoire, la verrerie et les appareils de caractérisation. *Une hotte de laboratoire* est indispensable où des produits chimiques toxiques et dangereux peuvent être manipulés sans risque, un évier pour se laver les mains et la verrerie, il y a habituellement un magasin où les produits chimiques secs et humides sont stockés d'où on distribue la verrerie, le petit matériel et les équipements de protection.

L'équipement de laboratoire désigne les divers outils et ustensiles utilisés par les scientifiques qui travaillent en laboratoire. Cela comprend :

- Des appareils comme l'agitateur, les spectrophotomètres et les calorimètres…etc.
- Une verrerie d'usage général comme le bécher, les tubes à essai, et l'erlenmeyer ;
- Une verrerie volumétrique comme les pipettes (graduée, jaugée) et la burette ;
- Verrerie spécifique (distillation, chauffage…) comme les ballons (bicol, tricol), réfrigérant, …etc.
- Accessoires comme la pissette, l'entonnoir, le papier filtre…etc.

L'équipement du laboratoire est en général utilisé, soit pour réaliser une manipulation, ou expérience, soit pour effectuer des mesures et rassembler des données. Il faut adapter le volume de la verrerie utilisée à la manipulation :

- Fiole ou pipette jaugée pour une mesure très précise.
- Eprouvette ou pipette graduée pour une mesure précise.
- Bécher, erlenmeyer…pour une mesure peu précise.

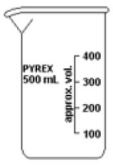
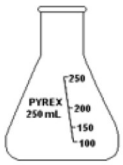
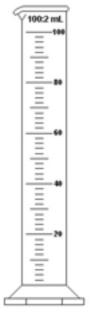
II.2. La verrerie de laboratoire

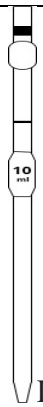
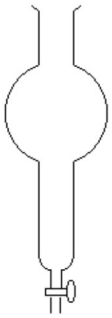
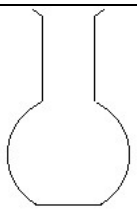
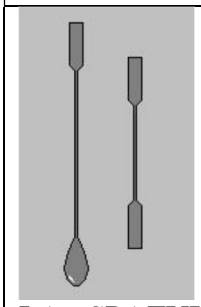
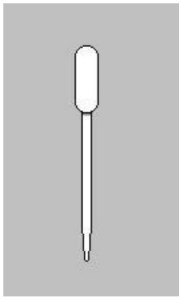
La **verrerie de laboratoire** désigne divers récipients, instruments et équipements en verre (verrerie) utilisés en laboratoire par les chimistes et les biologistes pour des expériences scientifiques ou des procédures à petite échelle. Par extension, ces récipients ne sont pas forcément en verre, le terme verrerie peut également désigner ces mêmes éléments lorsqu'ils sont fabriqués en matières plastiques ou en porcelaine.

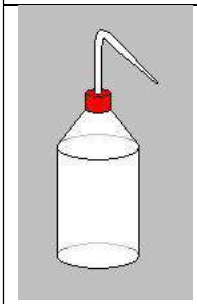
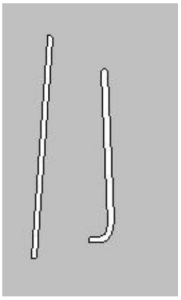
Chaque élément de verrerie a une utilisation spécifique qui dépend de ce que l'on cherche, de la précision que l'on souhaite sur une mesure, et / ou des conditions dans lesquelles se déroule l'expérience.

Les principaux objets en verre utilisés au laboratoire et en TP, leur nom et usage est à connaître.

Tableau 2. Les principaux objets utilisés au laboratoire et en TP.

Objet	Utilisation
 LE TUBE A ESSAI	Le tube à essais est utilisé pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs. Un tube à essais peu recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex
 LE BECHER stocker une solution (avant un prélèvement par exemple) - faire quelques réactions chimiques,	L'erlenmeyer remplit à peu près les mêmes fonctions que le bécher à la différence que sa forme évite les projections. Il permet de réaliser des réactions telles que le dosage : 
 LE VERRE A PIED Le verre à pied n'a pas de fonction bien définie. Il peut être utilisé : - pour récupérer des liquides, - comme « poubelle » pour les eaux de rinçage	L'EPROUVETTE GRADUEE  L'éprouvette graduée sert à mesurer des volumes avec une précision de l'ordre de 1% (très utilisée pour les préparations).
 LA BURETTE GRADUEE La burette permet de verser et de mesurer des volumes (cumulés) précis de solution. Elle est principalement utilisée dans les dosages	LA PIPETTE GRADUEE La pipette graduée permet de mesurer de petits volumes de liquide avec une précision moyenne.

 La **pipette bi-jaugée** présente deux traits de **jauge**. Elle est destinée à prélever un volume donné de solution avec une grande précision	 La **pipette mono-jaugée** présente un ou de **jauge**. Elle est destinée à prélever un volume donné de solution avec une grande précision
L'AMPOULE A DECANTER  L'ampoule à décanter permet de séparer deux liquides non miscibles.	LE VERRE DE MONTRE (ou COUPELLE) Il est utilisé lors de la pesée de petites quantités.
 LE BALLON Il sert à conserver des liquides, à réaliser des mélanges.	L'ENTONNOIR L'entonnoir permet de verser un liquide dans un flacon à col étroit en évitant les pertes.
 LA SPATULE La spatule permet de prélever un solide en poudre fine, en	LE COMPTE GOUTTE 

grumeaux, en copeaux, etc., de manière à éviter le contact direct entre la peau et le solide.	Le compte goutte permet d'introduire goutte à goutte un liquide dans un milieu réactionnel.
 LA PISSETTE D'EAU DISTILLEE Elle permet de rincer la verrerie ou les sondes et de compléter précisément les fioles jaugées jusqu'au trait de jauge.	L'AGITATEUR EN VERRE  L'agitateur en verre est une simple baguette de verre. Il est utilisé pour remuer, agiter ou homogénéiser un mélange réactionnel généralement placé dans un bécher.
 LA PROPIPETTE (POIRE) La propipette s'adapte sur une pipette jaugée ou graduée et sert à y créer une dépression. Cette dépression permet au liquide pipeté de monter dans la pipette comme dans une paille.	 LA PINCE EN BOIS Elle permet de saisir des corps chauds, notamment des tubes à essais chauffés au bec bunsen

III. ORGANISATION DES TRAVAUX PRATIQUES

III.1. Évaluation

Vous trouverez dans ce polycopié l'ensemble des données nécessaires à la bonne réalisation des séances de travaux pratiques que vous aborderez au cours des prochaines semaines. Vous pourrez ainsi préparer le TP sur lequel vous allez effectivement travailler.

Pour chaque séance de TP, vous devrez :

– RENDRE en début de séance le **travail préparatoire individuel** concernant le TP du jour. Il faudra rendre une fiche par étudiant. Elles seront ramassées dès votre arrivée en tout début du TP. Ce travail vous permettra d'aborder le TP conscient du travail à effectuer, Les produits ET les matériels utilisés et les techniques abordées. Le travail préparatoire individuel est noté sur **10 points**.

– RENDRE sur feuille un **compte-rendu** Il s'agit ici de rendre compte de vos résultats expérimentaux et de les analyser en répondant aux questions qui vous sont posées. Le compte-rendu détaillé est noté sur **10 points**.

III.2. Comment rédiger un compte-rendu de travaux pratiques

Pour les travaux pratiques en chimie, un fascicule de TP est distribué aux étudiants dans lequel sont détaillés précisément les protocoles expérimentaux à suivre. Un compte rendu de TP est demandé aux étudiants dans le but d'évaluer le taux de compréhension et d'analyse de l'étudiant. Les enseignants attendent des étudiants qu'il montrent par le biais de leur compte rendu qu'ils aient non seulement fait preuve de rigueur de travail au cours du TP par la qualité des résultats obtenus mais aussi qu'ils aient un bon sens de l'analyse et de l'interprétation de leurs résultats. Le but n'est donc pas de recopier ce qui est écrit dans le fascicule de TP!!

Les comptes-rendus de T.P. doivent être remis en fin de séance à l'enseignant.

Faire apparaître :

Noms des étudiants (bien visibles), **groupe**, numéro de la **Poste.** (N'oubliez rien),

Le **Titre du TP**,

Le **But du TP** ; Dites ce que vous voulez faire.

Le **Principe** : Rappel théorique (sans recopier le fascicule : montrer juste que vous avez compris ce que vous faites).

Les **modes opératoires**, soit les schémas et les conditions de votre manipulation

Les **Résultats expérimentaux**

Les **Calculs** et résultats.

Le compte rendu doit être clair et agréable à lire. Les résultats doivent être parfaitement mis en évidence au correcteur. Une personne qualifiée extérieure doit être en mesure de refaire la même manipulation à partir de vos données.

Manipulation N°2

DETERMINATION DE LA QUANTITE DE MATIERE

A notre échelle (macroscopique), le moindre échantillon de matière contient un très grand nombre d'entités chimiques (atomes, molécules, ions, etc.). Pour faciliter leur dénombrement, on les regroupe en "paquets" appelés moles. Pour déterminer le nombre de moles (la quantité de matière) d'une entité chimique dans un échantillon à partir de sa masse, il faut connaître sa masse molaire.

I. OBJECTIFS PEDAGOGIQUES DE LA SEANCE DE TP

Lors de cette séance de TP, il s'agit d'aider les étudiants à conforter leur compréhension de l'unité de quantité de matière. Les calculs des masses molaires moléculaires seront effectués en réinvestissant les notions vues au préalable en cours (définition de la mole, relation entre n, m et M, recherche des masses molaires atomiques dans le tableau périodique, nombre d'Avogadro).

La partie pratique permet aux étudiants d'intégrer la nécessité d'utiliser la mole en chimie en établissant le lien avec des grandeurs mesurées expérimentalement à l'échelle d'un laboratoire (pesée d'une masse d'un échantillon solide ou liquide et prélèvement d'un volume d'un liquide). La notion de masse volumique est également renforcée.

II. BUT DU TP

- Savoir déterminer expérimentalement la quantité de matière d'un échantillon solide ou liquide.
- Savoir prélever expérimentalement une quantité de matière donnée d'un solide ou d'un liquide en utilisant les appareils de mesures du laboratoire (à l'aide d'une balance ou d'une éprouvette graduée).
- Utiliser une balance.
- Utiliser une éprouvette graduée.

III. Rappels

III.1.Définitions

Mole : Une mole est un « paquet » de $6{,}02\times10^{23}$ « entités » identiques (atomes, molécules, ions, etc.).

Quantité de matière : La quantité de matière, notée *n*, est la grandeur utilisée pour spécifier un nombre d'entités microscopiques (atomes, molécules, ions, etc.). Son unité est la mole (mol).

La quantité de matière d'un corps composé de $6{,}02\times10^{23}$ entités est $n = 1{,}00$ mol.

Le nombre de moles s'appelle la quantité de matière.

Masse molaire atomique : La masse molaire atomique d'un élément chimique, notée *M*, est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en $g.mol^{-1}$.

La masse molaire atomique d'un élément peut être trouvée dans le tableau périodique des éléments, dans la case qui lui correspond. Sa valeur est connue et constante pour chaque atome.

Masse molaire moléculaire : La masse molaire moléculaire d'une molécule, notée *M*, est la masse d'une mole de cette molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui composent la molécule et s'exprime donc, elle aussi, en $g.mol^{-1}$.

III.2. Calculs de quantités de matière

III.2.1.Cas des solides : A partir de la masse

La quantité de matière *n* contenue dans un échantillon d'une espèce chimique est égale au rapport de sa masse *m*, exprimée en g, par sa masse molaire *M* :

$$n = \frac{m}{M}$$

n: quantité de matière (en mol).
m: masse de l'échantillon (en g).
M: masse molaire (en $g.mol^{-1}$).

III.2.2. Cas des liquides

Quand on travaille avec des liquides on se sert de la formule précédente mais pour les liquides, il est plus facile de mesurer leur volume que leur masse. La quantité de matière peut alors être déterminée à partir du volume V et de la masse volumique ρ.

La masse m d'un corps peut être déterminée à partir du volume V qu'il occupe et de sa masse volumique ρ :

$$\boldsymbol{m\ (g) = \rho\ (g.L^{-1}) \times V\ (L)}$$

$$n = \frac{\rho \times V}{M}$$

n: quantité de matière (en mol).
ρ: masse volumique (en $g.L^{-1}$).
V: volume (en L).
M: masse molaire (en $g.mol^{-1}$).

IV. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES

IV.1. Produits

- objet en fer (Fe)
- morceau de craie (carbonate de calcium $CaCO_3$)
- morceau de sucre (saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$)
- sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl)
- eau distillée (H_2O)
- glucose ($C_6H_{12}O_6$)
- éthanol (C_2H_6O)

IV.2. Matériel

- balances électroniques
- spatules
- coupelles de pesée (capsule de pesée ou verre de montre)
- éprouvettes graduées de 10 et 50 mL
- pissette d'eau distillée

V. PROTOCOLE OPERATOIRE

- Les mesures de masse seront faites avec une balance électronique.

✓ On indique que la pesée d'un solide est effectuée à l'aide d'une coupelle propre et sèche que l'on pose au préalable sur le plateau de la balance et dont on détermine la masse à vide (opération appelée tarage). Les échantillons seront ensuite déposés délicatement sur la coupelle. Utiliser la spatule pour les substances en poudre.

- Les mesures de volume de liquide seront faites à l'aide d'une éprouvette graduée.

- ✓ Pour toutes les mesures de volume, le bas du ménisque du liquide doit se situer au niveau de la graduation.

V.1. Détermination de la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur

V.1.1. Détermination de la quantité de matière pour un solide : Par mesure de la masse

Vous disposez sur vos paillasses, d'un **objet en fer**, d'un **morceau de sucre**, d'un **morceau de craie**, et de **sel de cuisine**.

Pour déterminer la quantité de matière contenue dans chaque échantillon, vous devez pour chaque échantillon :

a) peser sa masse m,

b) calculer sa masse molaire M,

c) en déduire la quantité de matière (en mol) de l'échantillon.

- Compléter le tableau suivant (détailler les calculs pour chacun des échantillons à la suite du tableau)

Espèce chimique	Fer **(objet)**	Saccharose **(sucre)**	Carbonate de calcium **(craie)**	Chlorure de sodium **(sel)**
Formule chimique				
Masse molaire du corps pur ($g.mol^{-1}$)	M(Fe) =	M(sucre) =	M(craie) =	M(sel) =
Masse de l'échantillon (g)	m(Fe) =	m(sucre) =	m(craie) =	m(sel) =
Quantité de matière (mol)	n(Fe) =	n(sucre) =	n(craie) =	n(sel) =

Données : On donne les masses molaires atomiques (en $g.mol^{-1}$) de quelques éléments :

M(Fe) = 56 $g.mol^{-1}$; M(C) = 12 $g.mol^{-1}$; M(H) = 1 $g.mol^{-1}$; M(O) = 16 $g.mol^{-1}$; M(Ca) =40,1 $g.mol^{-1}$; M(Na) = 23 $g.mol^{-1}$; M(Cl) = 35,5 $g.mol^{-1}$.

V.1.2. Détermination de la quantité de matière pour un liquide :

1. Par mesure de la masse

Pour déterminer la quantité de matière contenue dans un échantillon d'eau distillée, on peut procéder de la même façon que pour un solide :

a) mesurer la masse m de V = 10 mL d'eau :

- peser l'éprouvette graduée de 50 mL vide et remplir le tableau ci-dessous,

-à l'aide de l'éprouvette graduée de 50 mL, prélever 10 mL d'eau distillée et peser le tout. La lecture du volume est correcte lorsque le bas du ménisque correspond à la graduation voulue.

b) Calculer la quantité de matière contenue dans ces 10 mL d'eau (détailler les calculs à la suite du tableau).

2. Par calcule de la masse

On peut calculer et non mesurer la masse d'eau à partir du volume d'eau en utilisant la masse volumique $\rho = m / V$.

a) calculer la masse m de V = 10 mL d'eau,

b) calculer la quantité de matière n.

Donnée : Masse volumique de l'eau dans les conditions habituelles $\rho = 1{,}00\ kg.L^{-1} = 1{,}00\ g.mL^{-1} = 1000\ g.\ L^{-1}$.

Masse de l'éprouvette de 50 mL (vide)	Masse du système éprouvette + 10 mL d'eau	Masse de 10 mL d'eau	Quantité de matière (mol)

V.2. Préparation d'un échantillon contenant une quantité de matière donnée (Prélèvement d'une quantité de matière d'un échantillon)

IV.2.1. Préparation d'une quantité de matière de solide : En mesurant la masse

1. On veut prélever une quantité de matière n = x mol de glucose.

Pour cela vous devez :

a) convertir la quantité de matière en masse mesurable. On peut déterminer la masse de glucose correspondant à n = x mol de glucose en utilisant la relation : $m = n.M$
b) et la recueillir dans une coupelle en la pesant.
2. Effectuer les mesures et les calculs.
3. Mettre en oeuvre ce protocole.
4. Décrire précisément, en s'aidant de schémas légendés, les diverses étapes permettant de prélever la quantité n de glucose.

V.2.2. Préparation d'une quantité de matière de liquide

On veut préparer la même quantité n = y mol d'eau et d'éthanol et comparer les masses et volumes des échantillons.

Nous avons deux méthodes :

Méthode 1 : *En mesurant la masse avec une balance.*
Méthode 2 : *En mesurant le volume avec une éprouvette graduée.*

1. Compléter le tableau suivant (détailler les calculs à la suite du tableau).

Espèce chimique	**Quantité de matière *n* (mol)**	**Masse molaire *M* ($g.mol^{-1}$)**	**Masse de l'échantillon *m* (g)**	**Masse volumique *ρ* ($g.ml^{-1}$)**	**Volume *V* (ml)**
Eau (H_2O)				1,00	
Ethanol (C_2H_6O)				0,86	

2. Des corps purs différents mais en quantités de matière identiques ont-ils la même masse ?
3. Des corps purs différents mais en quantités de matière identiques ont-ils le même volume ?

Manipulation N°3

REPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET PAR DILUTION

La plupart des liquides que nous voyons ou utilisons ne sont pas des corps purs constitués d'une seule espèce chimique mais des mélanges : c'est le cas des produits d'entretien, des boissons, des carburants pour moteur d'automobile mais aussi de l'eau de mer ou de rivière et même de l'eau du robinet. Suivant la composition de ces liquides, on les appellera « mélanges » : si l'un des constituants du mélange est en gros excès par rapport à tous les autres composants de ce mélange, alors il s'agit d'une **solution** ; **l'espèce chimique en excès** s'appelle le **solvant** et toutes les autres espèces présentes sont des **solutés**.

Nous allons montrer comment préparer ou diluer une solution en utilisant une fiole jaugée pour contenir un volume précis de liquide.

I. RAPPELS

I.1. Solutions

Définitions

Solution : Une solution est un mélange liquide homogène constitué d'au moins un soluté dissout dans un solvant.

Solvant : Le solvant est l'espèce chimique majoritaire sous forme liquide dans laquelle on dissout une autre espèce.

Soluté : Le soluté est l'espèce chimique minoritaire qui est dissoute.

Solution aqueuse : Une solution aqueuse est une solution dont le solvant est de l'eau.

Solution saturée : Une solution est dite saturée lorsque le soluté ne se dissout plus dans le solvant.

I.2. Préparation des solutions

On peut procéder à la préparation de solutions de deux manières : par dissolution ou par dilution.

Dissolution : La dissolution consiste à dissoudre un soluté solide dans un solvant liquide, généralement de l'eau.

Il est important de savoir déterminer la masse de soluté à dissoudre pour préparer une solution de concentration et de volume donnés.

Dilution : La dilution consiste à diluer un soluté liquide (un liquide pur ou une solution concentrée) dans un solvant liquide, en ajoutant le solvant liquide à la solution déjà existante ce qui a pour effet de diminuer sa concentration.

Solutions mère et fille : La solution mère est la solution que l'on dilue.

La solution fille est la solution obtenue après la dilution.

Il est important de savoir déterminer le volume de solution mère à prélever pour préparer une solution fille de concentration et de volume donnés.

I.3. Concentration

En chimie, il est indispensable de savoir préparer des solutions de concentrations déterminées. Les quantités de chacune des espèces chimiques présentes dans une solution sont caractérisées par leur concentration : il s'agit alors le plus souvent de la quantité de matière par unité de volume mais on utilise parfois d'autres définitions comme nous allons le voir dans le paragraphe suivant.

*I.*3.1. Différentes expressions de la concentration

Soit un composé X présent dans une solution, on peut définir la composition de la solution en X en utilisant différentes relations :

Définitions

Concentration molaire : La concentration molaire est le rapport de la quantité de matière de X (en mol) contenue dans un certain volume de solution divisée par ce volume de solution

exprimé en L. C'est donc également la quantité de matière de X contenue dans un litre de la solution. La concentration molaire a donc pour unité la $mol.L^{-1}$. La concentration molaire est souvent également appelée molarité.

$$C = \frac{n}{V}$$

C: molarité de la solution (en $mol.L^{-1}$ ou M).
n: quantité de matière du soluté (en mol).
V: volume de solution (en L).

Concentration massique : La concentration massique est le rapport de la masse de composé X contenu dans un certain volume de solution divisée par ce volume de solution. La masse est exprimée en kg ou en g et le volume souvent exprimé en L et parfois en m^3. Le terme concentration désigne souvent soit la concentration molaire soit la concentration massique sans que cela soit précisé ; il convient de bien noter l'unité correspondante qui seule permet de différencier les deux types de concentration.

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

C_m: concentration massique (en $g.L^{-1}$).
m: masse du soluté (en g).
V: volume de solution (en L).

Pourcentage en masse : Le pourcentage en masse ou fraction massique est le rapport de la masse de composé X contenu dans un certain volume de solution divisée par la masse de ce volume de solution. Ce rapport est obligatoirement compris entre 0 et 1. On a pris l'habitude de l'exprimer en % pour manipuler des nombres compris entre 0 et 100 : par exemple une solution de X à 10% contient 10g de composé X pour 100g de solution. Le pourcentage en masse ne présente d'intérêt que lorsque l'on utilise des solutions très concentrées.

$$p = \frac{m_X}{m_{solution}} \times 100$$

p: pourcentage en masse (en %).
m_X: masse du soluté (en g).
$m_{solution}$: masse de solution (en g).

Molalité : La molalité correspond à la quantité de matière de X pour 1 kg de solvant. Cette unité de concentration n'est que très rarement utilisée.

$$C_{mol} = \frac{n}{m}$$

C_{mol}: molalité de la solution (en $mol.Kg^{-1}$).
n: quantité de matière du soluté (en mol).
m: masse du solvant (en Kg).

II. BUT DU TP

- Savoir préparer une solution de concentration donnée par dissolution d'un composé solide.
- Savoir préparer une solution de concentration donnée par dilution d'une solution mère.
- Savoir utiliser la verrerie adéquate.

III. PRINCIPE

III.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un solide

Dissoudre un soluté (solide) dans un solvant (liquide), c'est le décomposer en ions ou en molécules élémentaires.

Méthode pour la dissolution : détermination de la masse de soluté à peser

On désire préparer un volume V d'une solution contenant l'espèce chimique X, de masse molaire M, à la concentration molaire C. Il faut, en général, *déterminer la masse m de l'espèce X à peser*.

$$m = C \times V \times M$$

m : masse à peser (en g).
C : concentration de solution à préparer (en $mol.L^{-1}$).
V : volume de solution à préparer (en L).
M : masse molaire de la substance à dissoudre (en $g.mol^{-1}$).

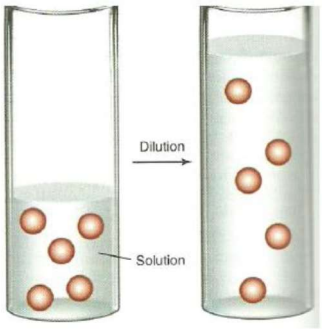
III.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère

Diluer une solution aqueuse, c'est lui ajouter du solvant (de l'eau) sans changer la quantité de soluté.

Méthode pour la dilution : détermination du volume à prélever

On désire préparer une « solution-fille » S_f, diluée, de concentration molaire C_f en un soluté X, et de volume V_f. Pour cela, on dilue une « solution-mère » S_m, de concentration molaire C_m en un soluté X. Il faut, en général, *déterminer le volume V_m à prélever*.

Lors d'une dilution, on ne fait qu'ajouter de l'eau. La quantité de matière de soluté dissous ne change pas, elle reste constante.



La quantité de matière prélevée dans la solution mère sera conservée dans la solution fille.

Quantité de matière souhaitée dans la solution fille : $n_{fille} = C_f \,.\, V_f$

Quantité de matière prélevée dans la solution mère : $n_{mére} = C_m \,.\, V_m$

La conservation de la quantité de matière impose : $n_{mére} = n_{fille}$ (La quantité de soluté dans la solution S_m est égale à la quantité de soluté dans la solution S_f). On en déduit la relation suivante, qu'on appellera *formule de dilution ou équation de conservation de la matière* :

$n_{mére} = n_{fille} \rightarrow C_m \,.\, V_m = C_f \,.\, V_f$

Connaissant V_f (donné dans le protocole, ou choisi arbitrairement selon la taille des fioles à disposition), C_m et C_f on en déduit V_m:

$$V_m = \frac{C_f \times V_f}{C_m}$$

V_m: volume de solution mère à prélever (en L).
C_f : concentration de solution fille à préparer (en $mol.L^{-1}$).
V_f : volume de solution fille à préparer (en L).
C_m : concentration de solution mère (en $mol.L^{-1}$).

III.3. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère commerciale de concentration *x*

Un liquide est pur s'il contient 100 % d'un seul type de molécules. Souvent, on a une solution commerciale concentrée, le liquide ne contient que *Tp* % des molécules désirées (exemple : l'acide chlorhydrique commercial *Tp* = 35 % pourcentage en masse).

L'étiquette du liquide commercial porte les indications suivantes :

- ✓ masse molaire (*M*) ;
- ✓ densité (*d*) ou masse volumique (ρ en $g.L^{-1}$) ;
- ✓ pourcentage en masse (Tp) dans le cas d'un corps non pur (si le corps est pur, *Tp* = 100).

<u>Calcul de la concentration Ci de la solution commerciale</u>

La densité d'un liquide par rapport à l'eau peut s'exprimer en fonction de la masse volumique ρ du liquide et de la masse volumique ρ_0 de l'eau

$$d = \frac{\rho}{\rho_0}$$

La masse volumique de la solution commerciale est $\rho = \rho_0 . d$

La masse d'un volume V de solution commerciale est

m(sol) = $\rho . V$

m(sol)= $\rho_0 \ . d . V$

La masse d'acide pur dans un volume V de solution commerciale est

m (acide)= m (sol). Tp/100

m (acide)=ρ_0 .d. V .T_P /100

La concentration molaire de la solution commerciale est

Ci= n(acide)/ V

Ci = m(acide)/M.V

$$Ci = \frac{\rho_0 . d . V . Tp}{M . V . 100}$$

Finalement, la formule utilisable est

$$Ci = \frac{\rho_0 . d . Tp}{M . 100}$$

Remarque : pour obtenir Ci en $mol.L^{-1}$ il faut que soit $\rho_0$en $g.L^{-1}$

M soit en $g.mol^{-1}$

<u>Calcul du volume à utiliser</u>

On cherche le volume V_m de ce liquide nécessaire pour préparer un volume V_f de solution fille de concentration C_f.

$$V_m = \frac{M \times C_f \times V_f \times 100}{d \times \text{Tp} \ 1000}$$ avec V_f et V_m dans la même unité (L ou mL)

$$V_m = \frac{M \times C_f \times V_f \times 100}{d \times \text{Tp}}$$ (V_f en L et V_m en mL)

IV. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES

IV.1.Produits

- chlorure de sodium solide (NaCl)
- acide chlorhydrique (HCl)
- eau distillée

IV.2.Matériel

- balance électronique
- coupelle de pesée ou verre de montre
- spatule
- entonnoir à solide
- béchers de 50mL
- pipettes jaugées (ou graduées) de 10 mL
- fioles jaugées de 100mL et de 200 mL
- pissette d'eau distillée

V. MODE OPERATOIRE

On se propose de préparer des solutions par dissolution d'un composé solide et par dilution d'une solution concentrée appelée solution mère selon la *procédure générale de préparation dans une fiole jaugée.*

V.1. Procédure de préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide

Le but est d'obtenir une solution de concentration précise à partir d'un solide. Pour cela, il faut mesurer avec précision la masse de ce solide ainsi que le volume de la solution préparée.

V.1.1.Objectif

Préparer 100 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration 0,1 $mol.L^{-1}$.

V.1.2.Calculs préliminaires

Il faut déterminer la masse *m* de chlorure de sodium à prélever.

V.1.3.Réalisation pratique

a. Verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée *(ainsi on versera l'espèce chimique dans l'eau et non l'eau sur l'espèce chimique, ce qui permet d'éviter des projections dangereuses)*

b. Peser la quantité de solide nécessaire :

- allumer la balance
- utiliser une capsule propre et sèche
- la poser sur le plateau de la balance
- faire la tare, c.à.d. remettre à « zéro »
- à l'aide d'une spatule, verser la quantité nécessaire de solide dans la capsule

c. A l'aide d'un entonnoir à solide (bout tronqué), introduire le solide dans la fiole

d. Rincer la capsule et l'entonnoir avec un peu d'eau distillée, l'eau de rinçage doit couler dans la fiole jaugée *(cela permet de ne pas perdre de soluté)*

e. Ajouter de l'eau distillée jusqu'au ¾ environ de la fiole

f. Agiter (mouvement circulaire) afin de dissoudre le solide. Au besoin (solution saturée) ajouter de l'eau, toujours en petite quantité ; il ne doit plus rester de grains visibles.

g. Une fois la dissolution terminée, ajusté le niveau au trait de jauge en ajoutant de l'eau avec précaution, à la pissette puis à la pipette simple *(fiole droite, oeil au niveau du ménisque pour éviter les erreurs de parallaxe)*

h. Boucher la fiole jaugée et retourner-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution

i. La solution est prête (On obtient la solution 1). Mettre une étiquette portant la date, le nom et la concentration de la substance préparée.

V.2. Procédure de préparation d'une solution par dilution d'une solution aqueuse concentrée

Le but est d'obtenir une solution de concentration précise à partir d'un liquide. Pour cela, il faut mesurer avec précision le volume de ce liquide ainsi que le volume de la solution préparée.

V.2.1. Préparation d'une solution à partir d'un liquide de concentration connue

1.* Objectif** Préparer un volume V*f* = 100 mL de solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration molaire C*f* = 0,01 mol.L^{-1} à partir de la solution 1 de concentration molaire C*m* = 0,1 mol.L^{-1}. ***V.2.2.Calculs préliminaires Il faut déterminer le volume V*m* de la solution aqueuse de chlorure de sodium à prélever.

.3.Réalisation pratique

a. Verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée

b. Prélever la quantité nécessaire de liquide :

- verser suffisamment de solution-mère (solution 1) dans un bécher pour effectuer le prélèvement (*On ne pipette jamais directement dans le récipient qui contient la solution mère, on risque de polluer la totalité du récipient si la pipette est sale)*
- choisir la pipette du volume qui convient
- adapter le pipetteur en haut de la pipette jaugée
- placer la pipette bien verticale au-dessus du bécher et faire monter un peu de liquide dans celle-ci ; le faire circuler dans la pipette pour la rincer puis le jeter dans un endroit prévu à cet effet : bidon de récupération ou évier.
- placer la pipette bien verticale au-dessus du bécher et faire monter le liquide dans la pipette jusqu'au trait de jauge supérieur ; pour cela, vous tiendrez la pipette d'une main, le bécher de l'autre et vous élèverez l'ensemble de façon à avoir le trait de jauge à hauteur de vos yeux.

c. Transvaser le liquide dans la fiole : placer la pipette bien verticale au-dessus de la fiole jaugée et faire descendre le liquide dans la fiole jusqu'au trait de jauge inférieur. Le liquide qui reste dans la pipette sous le trait de jauge inférieur est jeté *(si la pipette n'a pas de trait de jauge inférieur, il faut la vider complètement dans la fiole.* Si on utilise une pipette graduée, on verse le contenu de la pipette graduée dans la fiole jaugée. On ne rince pas la pipette sur la fiole La fin de la préparation s'effectue comme pour la dissolution d'un composé solide : finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit, bien mélanger et mettre une étiquette portant la date, le nom et la concentration de la substance préparée.

V.2.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale

1. Objectif

Préparer un volume V*f* = 200 mL de solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire C*f* = 0,50 mol.L^{-1} à partir d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique (HCl) dont voici les données présentes sur l'étiquette :

- solution contenant en masse *P* (*x*) = 37 % d'acide chlorhydrique
- densité de la solution : *d* = 1,16
- masse molaire : *M* = 36,5 g.mol^{-1}

2. Calculs préliminaires

Il faut déterminer le volume V*m* de la solution commerciale à prélever.

V.2.2.3.**Réalisation pratique**

a. Mettre des gants et des lunettes de protection

b. Verser la solution à diluer dans un bécher à l'aide d'une pipette graduée munie d'un pipeteur

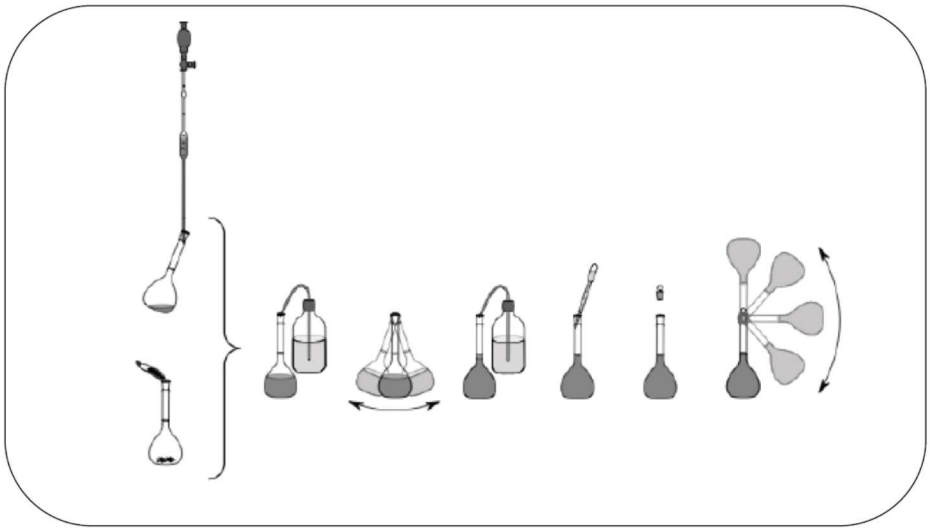
c. La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée contenant déjà la moitié d'eau distillée afin de modérer l'élévation de température accompagnant la dilution et de limiter les éventuelles projections

d. La fin de la préparation s'effectue comme pour la dissolution d'un composé solide : finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit, bien mélanger et mettre une étiquette portant la date, le nom et la concentration de la substance préparée.

Remarques importantes :

- ✓ Il faut toujours respecter les consignes de sécurité lors de l'utilisation de certaines substances chimiques
- ✓ La verrerie utilisée sera rincée à l'eau distillée avant et après chaque manipulation.
- ✓ Si vous dépassez le trait de jauge, il est nécessaire de recommencer du début la préparation de la solution. Ne jamais simplement retirer le volume excédentaire, la concentration de la solution s'en verrai erronée.
- ✓ Si un peu de liquide s'échappe par le bouchon non hermétique, le niveau de liquide se retrouvera sous le trait de jauge : n'ajoutez pas d'eau, car ceci modifierait la concentration de la solution.

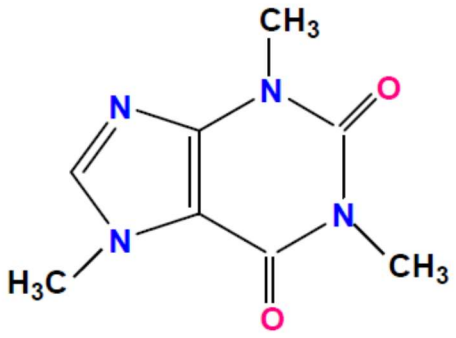
Récapitulatif de la préparation d'une solution par dissolution ou par dilution

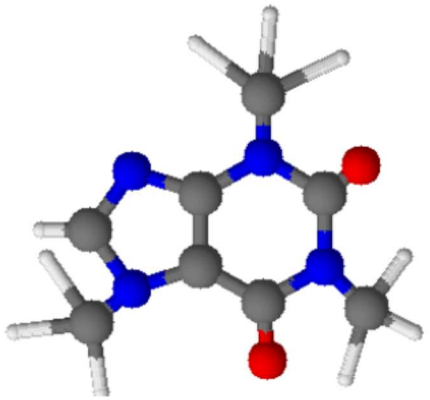


Manipulation N° 4

EXTRACTION DE LA CAFÉINE DU THÉ

La caféine (ou 1,3,7-trimétylxantine) a pour formule brute $C_8H_{10}N_4O_2$. Elle fait partie de la famille des méthylxanthines (ou xanthines). On la retrouve dans plusieurs plantes tropicales : elle est présente dans les grains de café, les feuilles de thé, le cacao (chocolat) ou la noix de kola. Dans sa forme pure elle consiste en une poudre blanche d'un goût extrêmement amer.





La caféine est bien connue pour ses propriétés stimulantes du système nerveux central et du système cardio-vasculaire : elle diminue la sensation de fatigue, facilite le travail intellectuel et combat la somnolence.

I. principe

Le thé contient de la *caféine* que nous allons extraire en utilisant deux solvants : *l'eau* et le *dichlorométhane*. Nous allons utiliser le fait que la caféine est plus soluble dans le solvant organique que dans l'eau, et que les deux solvants ne sont pas miscibles.

Dans un premier temps, lors de *l'infusion* du thé, les petites molécules polaires telle la caféine se dissolvent dans l'eau chaude et sont séparées des grosses molécules non polaires telles la cellulose, les protéines et les lipides des feuilles de thé. On *sépare* ensuite la caféine de l'eau grâce à une *extraction liquide-liquide* et le solvant organique est ensuite évaporé pour permettre d'obtenir des *cristaux*, dont on mesurera la *température de fusion*.

Sécurité

Dichlorométhane

Ce solvant est nocif par inhalation et par contact avec la peau. On doit donc porter des gants et lors de sa manipulation. Il faut bien ventiler les locaux,

Il faut également essayer de systématiquement le récupérer pour le détruire (recyclage), et non s'en débarrasser dans l'évier. Un bidon « poubelle à solvant » est disponible au laboratoire.

Caféine pure

La caféine pure est dangereuse pour le système nerveux si ingérée en grande quantités (accélération du rythme cardiaque, de la pression artérielle), on n'ingère donc pas les cristaux purs.

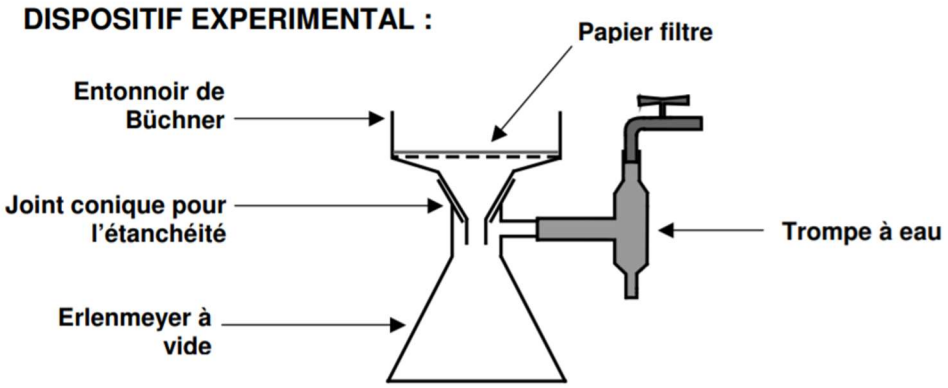
II. MODE OPÉRATOIRE

1. Infusion du thé

Dans un becher de 250 mL, introduire 15 g de feuilles de thé et 50 mL d'eau chaude.

2. Filtration sous vide

On sépare la partie solide (feuilles de thé) et le solvant (eau) qui contient des espèces chimiques dissoutes (dont la caféine).



PRINCIPE :

La trompe à eau, par son appel d'air, crée une dépression dans l'erlenmeyer. Le mélange à filtrer est alors aspiré au travers du papier filtre.

PROTOCOLE :

- **Mouiller le filtre et le joint pour faciliter une bonne étanchéité.**
- **Ouvrir le robinet de la trompe à eau (pas trop fort).**
- **Verser le mélange à filtrer dans l'entonnoir.**
- **Pendant la filtration, appuyer doucement sur l'entonnoir avec la paume de la main, de façon à bien plaquer l'entonnoir et le joint contre l'erlenmeyer, pour assurer une bonne étanchéité.**

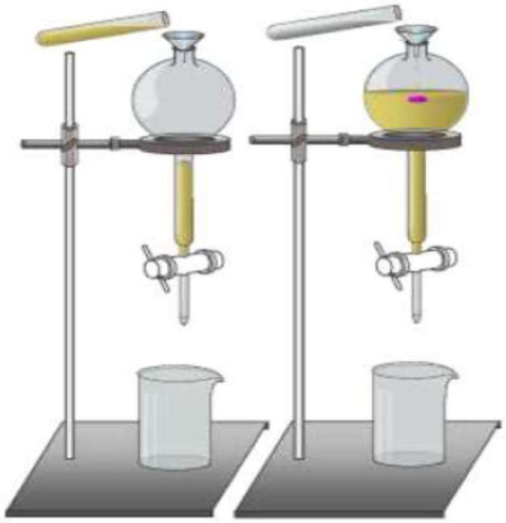
3. Relargage

On ajoute du chlorure de sodium pour diminuer la solubilité dans l'eau de la caféine. Cela permettra d'améliorer l'extraction liquide-liquide à l'étape suivante.

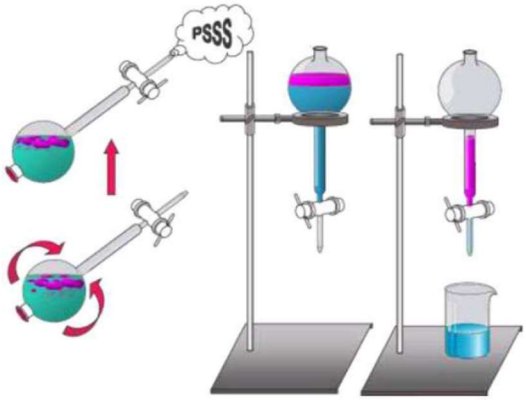
4. Extraction liquide-liquide

On réalise cette extraction ***deux fois****.*

On place la solution aqueuse en contact avec environ 10 mL de solvant organique (dichlorométhane) mesuré à l'éprouvette graduée. Ces solvants ne sont pas miscibles, et comme le dichlorométhane est plus dense que l'eau il coule au fond de l'ampoule à décanter.



- ✓ Prendre l'ampoule à deux mains. Tenir le bouchon d'une main en le maintenant bien appuyé pour éviter toute fuite. Tenir le robinet de l'autre main.
- ✓ Renverser l'ampoule, l'orienter vers une paroi et ouvrir doucement le robinet afin d'éviter les surpressions. Agiter vigoureusement en laissant "dégazer" de temps en temps. Dans tous les cas, bien maintenir le bouchon avec le pouce.
- ✓ Vérifier que le robinet est fermé puis replacer l'ampoule à décanter sur son support et ôter le bouchon.
- ✓ Laisser les liquides non miscibles se séparer : les deux liquides non miscibles se séparent progressivement, jusqu'à ce qu'on observe deux phases bien distinctes.
- ✓ Isoler la phase organique dans un bécher.
- ✓ Recommencer l'opération deux fois.
- ✓ Les phases organiques réunies sont ensuite séchées (élimination des dernières traces d'eau), sous agitation ; puis filtré*es* et récupérées dans un bécher.

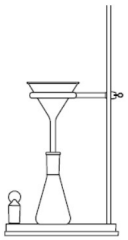


5. Séchage du solvant organique

Le solvant organique récupéré peut encore contenir un peu d'eau, on va donc le « sécher » en ajoutant quelques spatules de sulfate de sodium anhydre qui va absorber les molécules d'eau.

_ Le desséchant hydraté est éliminé par filtration, à l'aide d'un entonnoir posé sur un anneau et muni d'un filtre plissé.

_ Le liquide organique est recueilli dans un erlenmeyer sec et bouché



6. Évaporation du solvant et cristallisation de la caféine

On utilise un évaporateur rotatif pour évaporer le solvant. On récupère dans le ballon une poudre claire, jaune, constituée de petits cristaux, dont certains sont des cristaux de caféine mais qui contiennent encore des impuretés.

III.COMPTE RENDU

1. donner les différentes méthodes d'extraction, de purification et de caractérisation utilisées ici (nom, schéma, principe).
2. À chaque étape, refaire les schémas (exercice de schématisation d'expérience)
3. La caféine est-elle une substance naturelle ou artificielle ?
4. Quel est le l'intérêt de l'ajout du chlorure de sodium ?
5. Quel est le l'intérêt de l'ajout du sulfate de magnésium anhydre ?
6. Calculer le rendement de l'extraction.
7. Les feuilles de thé contiennent, en moyenne, 5% en masse de caféine. Quelle est la masse maximale que l'on aurait pu espérer récupérer ?