

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Abbes Laghrour Khenchela

Faculté des Sciences et Technologies

Département des Sciences de la Matière



Polycopié du cours

TRAVAUX PRATIQUES

CHIMIE 1

Par :

Dr. Radhwane Takouachet

AVANT-PROPOS

Ce cours est conçu pour les étudiants du premier cycle de chimie des filières de biologie et de biochimie de l'université Abbes Laghrour Khenchela ; et plus spécialement pour les étudiants de première année Biologie tronc commun. Ce livre cherche à couvrir les fondements théoriques ainsi que les aspects pratiques de la chimie.

J'essaie de partager avec le lecteur mon expérience en présentant de la manière la plus simple et la plus abordable les principes de base et les éléments généraux de la chimie générale (organique).

Ce manuel est conçu pour commencer à former les étudiants aux travaux de laboratoire de chimie organique. Il vise également à aider les enseignants à trouver une variété et une complexité d'expériences suffisamment larges pour pouvoir planifier correctement les expériences associées au développement d'un cours expérimental.

J'ai développé des expériences qui illustrent chacun des principes chimiques dont nous discutons dans nos cours de chimie.

J'espère que ce polycopié vous aidera dans votre enseignement de la chimie et que les étudiants découvriront qu'ils apprendront plus de chimie en participant aux expériences de laboratoire.

À l'étudiant

*V*ous voici dans un laboratoire de chimie avec votre brochure de laboratoire devant vous. Peut-être que vous êtes entourés de verrerie et d'équipement que vous n'avez peut-être jamais vu auparavant. En regardant autour du laboratoire, vous voyez des bouteilles de composés chimiques, des balances, des brûleurs et d'autres équipements que vous allez utiliser. Cela pourrait très bien être votre première expérience avec des procédures expérimentales. À ce stade, vous pourriez avoir des questions sur ce que l'on attend de vous. Ce support de cours de laboratoire a été rédigé en tenant compte de ces considérations.

Les activités de ce polycopié ont été rédigées spécifiquement pour mettre en parallèle les sujets que vous apprenez dans votre cours de chimie. De nombreuses activités de laboratoire incluent des matériaux qui vous seront familiers, tels que produits ménagers, boissons diététiques et sel de table. De cette façon, les sujets chimiques sont liés au monde réel et à votre propre expérience scientifique. Certains des laboratoires enseignent les compétences de base ; autres vous encourage à étendre votre curiosité scientifique au-delà du laboratoire.

Il est important de réaliser que la valeur de l'expérience de laboratoire dépend de votre investissement en temps et en efforts. Ce n'est qu'alors que vous constaterez que le laboratoire peut être une expérience d'apprentissage précieuse et une partie intégrante du cours de chimie. Le laboratoire vous donne l'occasion d'aller au-delà des conférences et des mots de votre manuel et d'expérimenter le processus scientifique dont sont tirées les conclusions et les théories concernant le comportement chimique. La chimie n'est pas une science inanimée, mais une science qui nous aide à comprendre le comportement des systèmes vivants.

SOMMAIRE

Avant-Propos

À l'étudiant

Introduction générale 1

TP N°1 : Principes de la chimie expérimentale 4

Introduction 5

Partie 1

I- Le matériel d'un laboratoire de chimie 5

Partie 2

I- Règles de sécurité et conduite à tenir 24

II- Symboles de sécurité dans un laboratoire 35

III- Pictogrammes de danger (symboles) 27

Conclusion 28

Brochure du TP1 29

TP N°2 : Détermination de la quantité de matière 32

Introduction 33

1. La matière 33

2. La quantité de matière 34

3. Conversion entre moles et atomes 35

4. Masse molaire des composés 37

5. Conversion entre la masse et le nombre de moles 38

Conclusion 40

Brochure du TP 2 41

TP N°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution 45

Introduction 46

1. Une solution 46

2. Solubilité 47

3. La mole 47

4. Les diverses expressions de la concentration 48

5. La dilution 51

6. Solutions mère et fille 51

7. Préparation d'une solution 51

Conclusion 53

Brochure du TP3 54

<u>TP N°4 : Mesure de la densité</u>	58
Introduction	59
1. La densité.	59
2. Ce qui affecte la densité	60
3. Unités de densité	61
4. Densité réelle et densité apparente	61
5. Comment déterminer la densité ?	62
6. Comment calculer la gravité spécifique ?	63
7. Pourquoi devrais-je calculer la densité ou la gravité spécifique ?	63
Conclusion	64
Brochure du TP4	65
<u>TP N°5 : Recherche des groupements fonctionnels</u>	72
Introduction	73
1. Comment identifier un groupe fonctionnel	73
2. Groupe fonctionnel	74
3. Dessiner des structures organiques abrégées	74
4. Groupes fonctionnels communs	75
5. Groupes fonctionnels avec des liaisons simples de carbone liées à d'autres atomes	76
6. Groupements fonctionnels contenant du carbonyle	79
7. Molécules avec de nombreux groupes fonctionnels	81
8. Tableaux des groupes fonctionnels	83
Conclusion	85
Brochure du TP5	86
Conclusion générale	95
Liste bibliographique	97

Introduction générale



Introduction générale

Les travaux pratiques jouent un rôle central dans l'enseignement de la chimie (de l'école à l'université) depuis plus d'un siècle. L'une des caractéristiques de la chimie en tant que matière à l'université est qu'elle implique des travaux pratiques en laboratoire. Il n'est pas ardue de comprendre pourquoi. Le but de la chimie est d'augmenter notre compréhension de la composition, des propriétés et du changement de la matière. Les allégations et explications en chimie doivent être étayées par des données d'observation.

Que signifie l'expression «travaux pratiques»? Sur la base de la littérature sur l'enseignement des sciences, le travail pratique «fait référence à tout type d'activité d'enseignement et d'apprentissage des sciences dans lequel les étudiants, travaillant individuellement ou en petits groupes, sont impliqués dans la manipulation et / ou l'observation d'objets et de matériaux réels par opposition à des objets virtuels comme ceux obtenus à partir d'un DVD, d'une simulation informatique ou même d'un récit textuel.

Ce polycopié de cours est divisé en cinq (05) parties. Dans **le premier TP** intitulé « *Principes de la chimie expérimentale* », les questions de sécurité dans un laboratoire que chaque étudiant doit connaître avant d'entreprendre des travaux pratiques sont abordées, tant en termes d'attitude et de comportement responsable que dans la manipulation des produits chimiques et des équipements les plus fréquemment utilisés.

Dans **le second TP** de ce manuel « *Détermination de la quantité de matière* », j'ai introduit de manière très simplifiée le concept de 'la mole', en l'expliquant de façon très facile ; le nombre de molécules, d'atomes ou d'ions étant un nombre très grand, il fallait introduire une nouvelle échelle pour manipuler des nombres plus petits. Les scientifiques ont donc introduit la mole qui correspond à $6,023 \cdot 10^{23}$ entités.

Le troisième TP « *Préparation des solutions par dissolution et par dilution* » consiste en une description détaillée des différents types de solutions, des diverses expressions de la concentration et la dilution. Aussi, dans cette partie j'ai expliqué en détail les étapes de préparation d'une solution.

Dans **le quatrième TP** je décris de manière très explicite la notion de 'la densité' comme étant une mesure de la quantité de «substance» d'un objet dans une unité de volume. La densité est essentiellement une mesure de la façon dont la matière est entassée ensemble. Le principe de densité a été découvert par le scientifique grec Archimède.

Dans **le cinquième TP** de ce polycopié « *Recherche des groupements fonctionnels* » j'ai décrit de manière claire et explicite les différents groupes fonctionnels qu'on peut trouver en chimie organique.

Chaque TP est clôturé par une brochure destinée aux enseignants et aux étudiants contenant une méthode d'enseignement permettant de mettre en application des connaissances théoriques, en réalisant des expériences décrites en détails.

Chaque brochure contient :

- Introduction au TP
- Objectif du TP
- Équipement et réactifs
- Mode opératoire (Manipulation)
- Compte rendu

Je clôture ce support de cours par une conclusion générale rassemblant le bilan des TP présentés.

Ces TP ont été fondés et inspirés à partir de ma propre expérience et de nombreuses références, rassemblées et mentionnées en listes non exhaustives en fin de ce manuscrit



TP N°1 : Principes de la chimie expérimentale

Introduction

Cette partie est conçue pour exposer le laboratoire de chimie aux étudiants et leur présenter les techniques dont ils auront besoin pour travailler efficacement. Dans un laboratoire de chimie, les étudiants rencontrent une variété de verrerie avec laquelle ils doivent se familiariser et apprendre à manipuler. De plus, des règles de sécurité de base doivent être suivies dans chaque laboratoire qui utilise des matières ou des procédés dangereux. Ces règles de base fournissent des informations de comportement, d'hygiène et de sécurité pour éviter tout type d'accident.

Partie 1

I- Le matériel d'un laboratoire de chimie

a- Fiole Erlenmeyer, ou fiole conique ou fiole de titrage.

L'erenmeyer doit son nom à *Richard August Carl Emil Erlenmeyer* (1825-1909), connu plus tard simplement sous le nom d'*Emil Erlenmeyer*, un chimiste allemand connu pour avoir contribué au développement précoce de la théorie de la structure, en formulant la règle d'Erlenmeyer et en concevant la fiole d'Erlenmeyer en 1861 (Fig. 1), un type de flacon qui porte son nom, omniprésent dans les laboratoires de chimie.

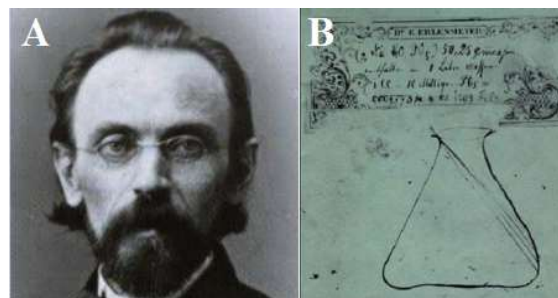


Figure 01. A. *Emil Erlenmeyer*, B. Le dessin original de la fiole Erlenmeyer.

- Il a un col cylindrique étroit et une base conique. Cela permet une agitation facile du flacon sans le risque de renversement.
- L'ouverture étroite permet également l'utilisation d'un bouchon en caoutchouc ou en verre.
- Il peut être chauffé ou secoué mécaniquement.
- Il existe différents types d'erenmeyers selon la forme de son col, le plus courant étant l'erenmeyer à col étroit (Fig. 2).

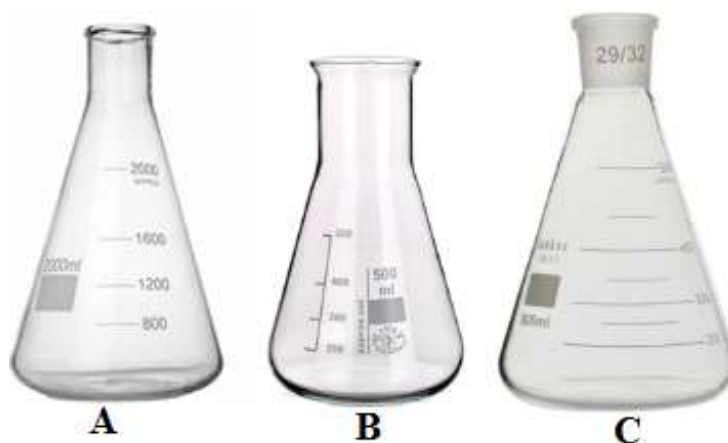


Figure 02. Différents Erlenmeyer. **A**-Erlenmeyer à col étroit. **B**- à col large. **C**- à col rodé.

b- Tube à essai.

Les tubes à essai sont des tubes cylindriques étroits à paroi mince extrêmement courants qui peuvent être utilisés pour contenir des solutions chimiques. Les scientifiques utilisent les tubes à essai comme conteneurs pour les solutions chimiques liquides, le mélange, le chauffage ou le refroidissement, la production de cultures et d'autres applications. Parce que les tubes à essai ont des bases arrondies en U, ils ne peuvent pas se tenir seuls et nécessitent un support de tube à essai ou un autre appareil pour les tenir debout.

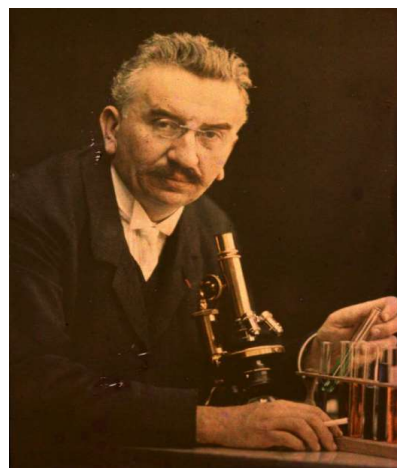


Figure 03. Louis Lumière avec un microscope et des tubes à essai.

Les tubes à essai destinés aux travaux chimiques généraux sont généralement en verre, pour leur relative résistance à la chaleur. Les tubes fabriqués à partir de verres résistants à la dilatation, principalement du verre borosilicate ou du quartz fondu (Fig. 04), peuvent résister à des températures élevées allant jusqu'à plusieurs centaines de degrés Celsius.

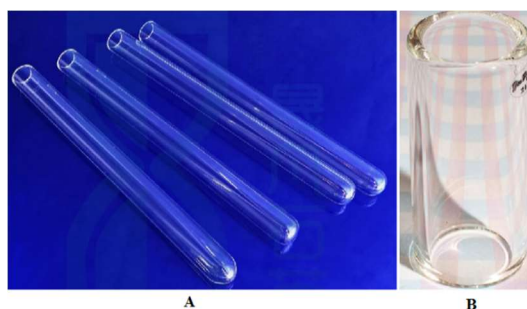


Figure 04. Tube à essai **A**. En quartz fondu et **B**. En verre borosilicate.

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Les tubes à essai sont largement utilisés par les chimistes pour manipuler les produits chimiques, en particulier pour les expériences et les dosages qualitatifs. Leur fond sphérique et leurs côtés verticaux réduisent la perte de masse lors du versement, les rendent plus faciles à laver et permettent une surveillance pratique du contenu. Le col long et étroit du tube à essai ralentit la propagation des gaz dans l'environnement.

Le tube est généralement maintenu par son cou avec une pince (Fig. 5). En inclinant le tube, le fond peut être chauffé à des centaines de degrés dans la flamme, tandis que le col reste relativement froid, permettant éventuellement aux vapeurs de se condenser sur ses parois. Un tube à ébullition est un grand tube à essai destiné spécifiquement à faire bouillir des liquides.



Figure 05. Pince en bois pour tube à essais.

Un tube à essai rempli d'eau et retourné dans un bécher rempli d'eau est souvent utilisé pour capturer des gaz, par ex. lors de démonstrations d'électrolyse.

Un tube à essai avec un bouchon est souvent utilisé pour le stockage temporaire d'échantillons chimiques ou biologiques.

Les tubes de culture (Fig. 6) sont des tubes à essai utilisés en biologie et en sciences connexes pour la manipulation et la culture de toutes sortes d'organismes vivants.



Figure 06. Tubes de culture

En médecine clinique, des tubes à essai stériles sans air, appelés vacutainers, sont utilisés pour collecter et conserver des échantillons de liquides physiologiques tels que le sang, l'urine, le pus et le liquide synovial. Ces tubes sont généralement scellés avec un bouchon en caoutchouc et ont souvent un additif spécifique placé dans le tube avec la couleur du bouchon indiquant l'additif.



Figure 7. Tubes 'vacutainer' pour la collecte de sang.

c- Becher

Dans l'équipement de laboratoire, un bécher est généralement un récipient cylindrique à fond plat. La plupart ont également un petit bec pour faciliter le versement des liquides, comme le montre la Figure 8. Les béchers sont disponibles dans plusieurs tailles, d'un millilitre à plusieurs litres. Un bécher se distingue d'un ballon en ayant des côtés droits plutôt qu'en pente. L'exception à cette définition est un bécher légèrement conique appelé bécher Philips. La forme du bécher dans les verres en général est similaire.



Figure 08. Béchers de plusieurs tailles.

- Les béchers sont couramment en verre (aujourd'hui généralement en verre borosilicaté), mais peuvent également être en métal (comme l'acier inoxydable ou l'aluminium) ou certains plastiques (notamment polyéthylène, polypropylène, PTFE).

Les béchers standard ou «de forme basse» (A) (Fig. 10) ont généralement une hauteur d'environ 1,4 fois le diamètre. La forme basse commune avec un bec a été conçue par John Joseph Griffin et est donc parfois appelée un bécher Griffin. Ce sont les caractéristiques les plus universelles et sont utilisées dans diverses manipulations.



Figure 09. John Joseph Griffin

Les béchers «de forme haute» (B) ont une hauteur d'environ deux fois leur diamètre. Ils sont parfois appelés béchers Berzelius et sont principalement utilisés pour le titrage. Les béchers plats (C) sont souvent appelés "cristalliseur" parce que la plupart sont utilisés pour effectuer la cristallisation, mais ils sont également souvent utilisés comme récipient pour une utilisation dans un bain chaud.

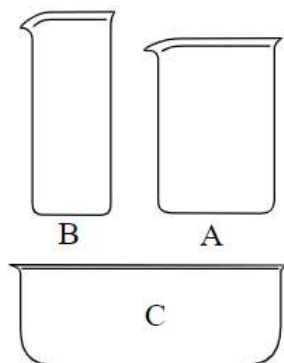


Figure 10. (A) Un bécher de forme basse ou de forme Griffin (B) Un bécher de forme haute ou Berzelius (C) Un bécher plat ou un cristalliseur.

d- Verre à pied

Le verre à pied (Fig. 11) se compose d'une coupe conique avec une encoche sur le dessus pour permettre le versement facile des liquides et de marquages gradués sur le côté pour permettre une mesure facile et précise des volumes de liquide.

Il peut être en plastique, en verre ou en verre borosilicaté. Les mesures coniques en plastique, communément appelées gobelets doseurs, sont utilisées par les patients pour mesurer les médicaments liquides pour administration orale. Les mesures coniques en verre et en borosilicate sont couramment utilisées lors de la préparation par la profession pharmaceutique. Les verres à pied sont la verrerie la plus couramment utilisée dans la préparation de médicaments extemporanés. Ils ne sont pas aussi précis que les cylindres gradués pour mesurer les liquides, mais ils sont plus pratiques car ils permettent un versement plus facile et donc la capacité à mélanger les solutions dans la mesure elle-même.

Le verre à pied n'a pas de rôle précis, il peut être utilisé :

- pour récupérer des liquides,
- pour récupérer les eaux qu'on utilise pour rincer une burette graduée ou une pipette jaugée par exemple. Le verre à pied gradué ne peut pas être utilisé servir pour mesurer un volume avec précision.



Figure 11. Verre à pied gradué

e- Pipette

Une pipette est un instrument de laboratoire de chimie, de biologie et de médecine pour déplacer un volume de liquide précis. Les pipettes sont disponibles en plusieurs modèles avec différents niveaux d'exactitude et de précision, des pipettes en verre monobloc aux pipettes ajustables ou électroniques plus complexes.

1- Pipette Pasteur

Les premières pipettes simples étaient en verre, comme les pipettes Pasteur inventées par Louis Pasteur par il y a plus d'un siècle. Les grandes pipettes sont fabriquées en verre ; une autre variété est fabriquée en plastique compressible pour les situations où un volume exact n'est pas nécessaire.



Figure 12. Louis Pasteur inventeur de la pipette.



Figure 13. Pipette Pasteur.

2- Micropipette

La micropipette a été inventée en 1957 à l'Université de Marburg, en Allemagne par le Dr Heinrich Schnitger (Fig. 14). Frustré par le pipetage répétitif de petits volumes à l'aide de micropipettes en verre, Schnitger a développé un prototype avec un piston à ressort et une pointe en plastique amovible pour contenir le liquide. Toutes les principales caractéristiques des micropipettes actuelles ont été incorporées dans le prototype.



Figure 14. Heinrich Schnitger à environ 38 ans l'inventeur de la micropipette

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Les micropipettes sont précises et précises et peuvent transférer des volumes mesurés de microlitres de volume. Les micropipettes sont des instruments à ressort et nécessitent un étalonnage tous les quelques mois, soit par le fabricant, soit par un processus de pesée de l'eau à une température connue.

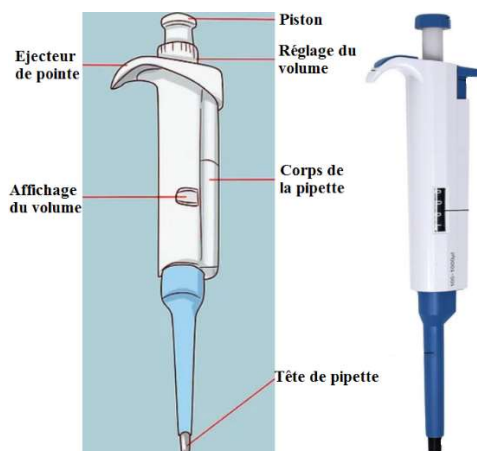


Figure 15. La micropipette

3- Pipette volumétrique

Les pipettes volumétriques transfèrent un seul volume de liquide prédéterminé. On les appelle souvent une pipette à bulbe pour leur forme, qui est une longue tige en forme de tube en bas et en haut et une ampoule au centre où se trouve la majeure partie de la solution. Le nom est également indicatif de l'ampoule qui se fixe sur le dessus de la pipette, souvent en caoutchouc, qui doit être pressée manuellement pour créer un vide.

Lorsque l'ampoule en caoutchouc commence à se remplir d'air, une solution est aspirée dans la pipette. Bien qu'elles paraissent rudimentaires, les pipettes volumétriques sont extrêmement précises (jusqu'à quatre chiffres significatifs). Ils sont limités à la quantité particulière étalonnée et ne peuvent pas être utilisés pour mesurer avec précision des quantités de liquide inférieures à leur capacité spécifiée.



Figure 16. Pipettes volumétriques

4- Pipette de transfert

Semblables aux pipettes Pasteur, elles sont en plastique mais moulées, de sorte que l'ampoule peut contenir une partie du liquide. Le fait de presser l'ampoule créera un vide et du liquide pourra être aspiré.



Figure 17. Pipette de transfert

5- Pipette de mesure

Les pipettes de mesure ont des volumes gradués, comme un cylindre gradué, et peuvent distribuer différents volumes. Les pipettes de mesure sont étalonnées avec de petites divisions et sont souvent réglables, permettant aux utilisateurs d'aspirer avec précision la quantité de liquide nécessaire



Figure 18. Pipette de mesure

f- Fiole jaugée

Une fiole jaugée est un outil de laboratoire, calibrée pour contenir un volume précis à une certaine température. Les fioles jaugées sont utilisées pour créer des quantités précises de solutions, pour des dilutions précises et pour la préparation de solutions standards. Ces flacons ont en générale la forme d'une poire et avec un fond plat. Une ligne de graduation est gravée sur le col allongé et étroit de la fiole jaugée pour indiquer le volume. Le chimiste commence à remplir le ballon en ajoutant d'abord le soluté. Il continue en versant son solvant puis ajoute progressivement des gouttes d'eau au besoin pour amener le niveau de sa solution jusqu'à la ligne graduée du flacon.

Les fioles jaugées peuvent contenir plusieurs volumes selon leurs tailles, de 1 millilitre à 20 litres de liquide.

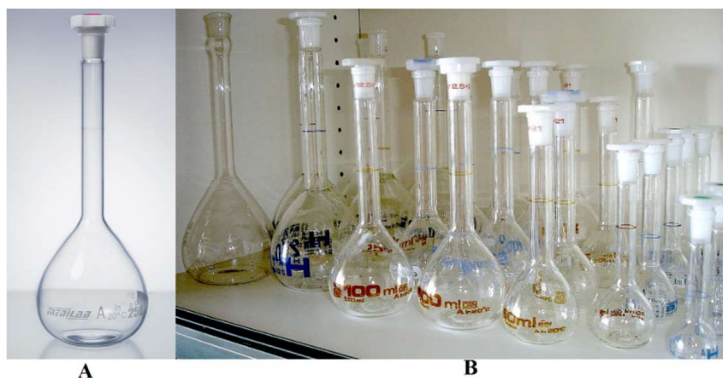


Figure 19. A. Fiole jaugée en borosilicate, 250 ml, avec bouchon en plastique. B. Fioles jaugées de différentes tailles.

g- Ballon

Les ballons sont des types de flacons de forme sphérique utilisés comme verrerie de laboratoire, principalement pour des travaux chimiques ou biochimiques. Leur matériau de fabrication est en général le verre et cela pour leur inertie chimique. La matière principale avec laquelle ils sont fabriqués c'est le verre borosilicaté résistant à la chaleur. Dans certains d'entre eux on trouve une section tubulaire connue sous le nom de col avec une ouverture à la pointe (Fig. 20).

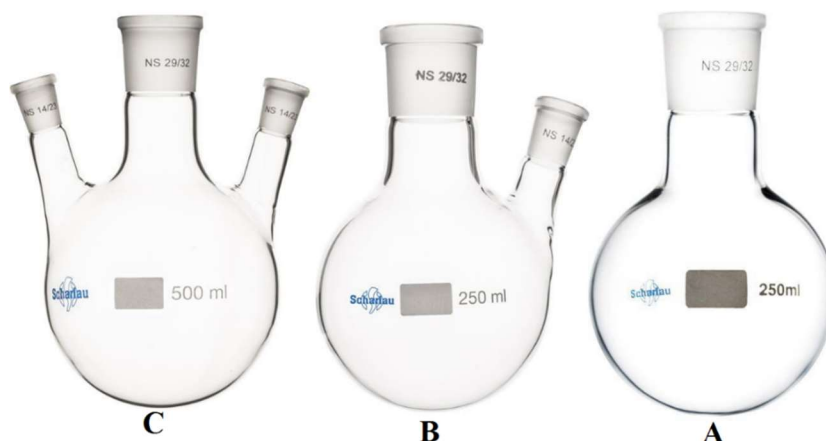


Figure 20. Ballons à cols rodés A. monocol. B. bicol. C. tricol,

Les ballons à deux ou trois cols sont également courants. Les ballons sont disponibles dans de nombreuses tailles, de 5 ml à 20 L, avec les tailles généralement inscrites sur le verre. Dans les usines pilotes, des flacons encore plus grands sont rencontrés.



Figure 21. Ballons de différentes tailles.

En raison du fond rond, des anneaux de liège sont nécessaires pour maintenir les ballons debout. Lorsqu'ils sont utilisés, les ballons sont généralement maintenus au niveau du col par des pinces sur un support (Fig.13).



Figure 22. Un ballon maintenu au niveau du col

Les ballons ont plusieurs utilisations :

- Pour les installations de reflux.
- Chauffage et ébullition.
- Pour la distillation.
- Susceptibles de contenir des réactions chimiques.
- Dans des évaporateurs rotatifs ils peuvent servir comme ballon distillation
- On peut y Stocker des milieux de culture.

Des copeaux d'ébullition sont ajoutés dans des ballons pour des distillations ou des réactions d'ébullition afin de permettre un site de nucléation pour une ébullition progressive. Cette nucléation évite une poussée d'ébullition soudaine où le contenu peut déborder du ballon d'ébullition. Des barreaux d'agitation ou d'autres dispositifs d'agitation adaptés aux ballons sont parfois utilisés. L'agitation est mauvaise à l'intérieur des ballons par rapport aux Erlenmeyers. Pour une installation à reflux, un condenseur est généralement fixé au milieu ou au col du ballon utilisé. Des cols en plus sur le ballon peuvent laisser un thermomètre ou un agitateur d'être inséré à l'intérieur du ballon. Ces cols supplémentaires peuvent aussi permettre de fixer un entonnoir pour l'égouttement lent des réactifs.

h- Ampoule à décanter

Les ampoules à décanter sont une installation courante dans les laboratoires de chimie. Ces entonnoirs sont utilisés pour séparer les liquides non miscibles de leurs solutés. L'ampoule est généralement en verre, en forme de poire et comprend généralement un bouchon et un robinet d'arrêt ([Fig.23](#)).



Figure 23. Ampoule à décanter

Les ampoules à décanter fonctionnent sur le principe que les liquides non miscibles se sépareront naturellement les uns des autres avec leurs solutés, créant différentes couches de solution-soluté. Par exemple, un soluté non polaire peut être extrait d'une solution en le mélangeant avec un solvant non polaire dans une ampoule de séparation. Après le mélange initial et le solvant non polaire se séparent et le soluté sera dans le nouveau solvant. Ces couches peuvent être séparées à perpétuité en les drainant de l'entonnoir de séparation à l'aide du robinet d'arrêt pour contrôler le débit.

Les couches se séparent dans l'entonnoir en fonction de leurs densités relatives, avec le liquide de densité la plus faible au-dessus des densités les plus élevées (Fig. 24). Cependant, il est important de ne pas supposer que la couche inférieure dans une ampoule à décanter est toujours la solution aqueuse ; alors que la plupart des solvants organiques sont moins denses que les solvants aqueux, des procédés tels que l'halogénéation peuvent entraîner des exceptions à cette règle. Pour ces raisons, il reste nécessaire de choisir les bons solvants pour la séparation.

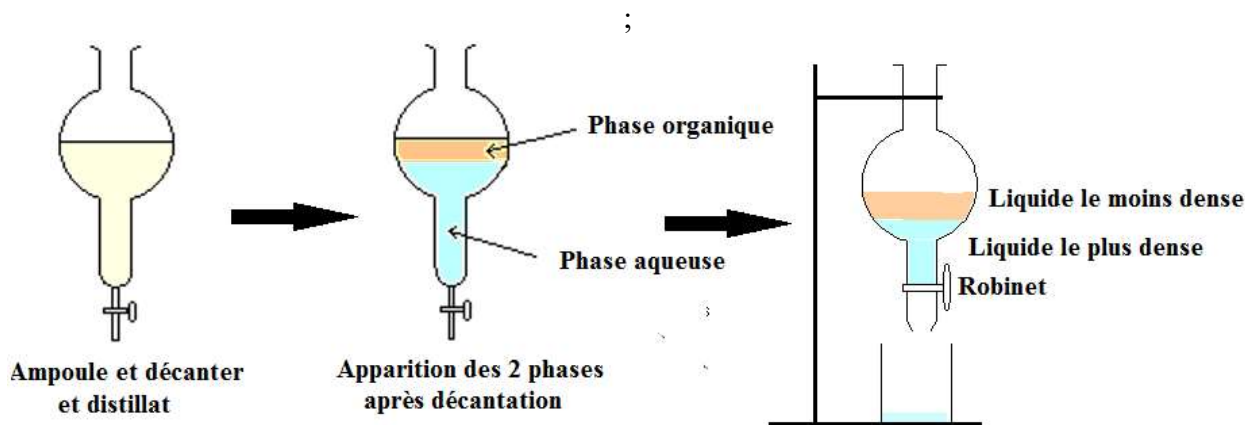


Figure 24. Ampoule à décanter en cours d'utilisation.

Il faut toujours utiliser une technique appropriée lorsque vous utilisez un entonnoir de séparation. Par exemple, le mélange doit généralement être effectué par inversion douce lorsque le bouchon est sécurisé et que le robinet est fermé. La ventilation doit être effectuée avec le robinet pointé vers l'arrière de la hotte. Enfin, utilisez toujours un équipement de protection approprié lorsque vous travaillez dans n'importe quel laboratoire.

i- Entonnoir

Un entonnoir est un outil qui a la forme d'un cône avec un tuyau large en haut et étroit en bas, utilisé pour guider le liquide ou la poudre vers un autre récipient avec une petite ouverture.

Les entonnoirs sont habituellement en aluminium, en acier inoxydable, en plastique ou en verre. La matière utilisée pour leurs fabrications doit être assez solide pour supporter le poids de la substance transférée et il ne doit pas réagir avec la substance. Pour cette raison, l'acier inoxydable ou le verre sont utiles pour le transfert de diesel, tandis que les entonnoirs en plastique sont utiles dans la cuisine. Les entonnoirs à goutte ou entonnoirs à robinet, ont un robinet pour permettre la délivrance contrôlée d'un liquide. Un entonnoir plat, fait de polypropylène, utilise des charnières vivantes et des parois flexibles pour se plier à plat.

Il y a plusieurs types d'entonnoirs

Utilisé pour séparer les substances solides de la solution. Peut-être en céramique ou en plastique.



Figure 25. Entonnoir Buchner.

Utilisé pour le filtrage ; le fond est une surface en verre poreux, qui permet de piéger la matière. Il existe d'autres types d'entonnoirs pour la filtration utilisant des papiers filtres



Figure 26. Entonnoir à creuset

Pour verser des solides dans un bécher ou tout autre récipient. D'autres types d'entonnoirs peuvent être utilisés pour verser du liquide.



Figure 27. Entonnoir à poudre

Pour verser du liquide dans un bécher. Un entonnoir à large ouverture est utilisé pour les solides et est appelé entonnoir à poudre.



Figure 28. Entonnoir

j- Burette

Une burette est utilisée pour distribuer de petits volumes de liquide, ou parfois gaz, avec une grande précision. Il se compose d'un long tube en verre avec une valve à une extrémité pour contrôler l'écoulement du liquide. Les burettes ont essentiellement le même objectif qu'une pipette.

Les burettes volumétriques sont des instruments manuels avec des graduations inscrites sur un tube en verre. La gravité fait circuler le fluide lorsque la vanne est ouverte. Les burettes à liquides ont la valve en bas. Dans les burettes à gaz, la vanne est en haut et un liquide tel que de l'eau, du mercure ou de l'huile est utilisé pour déplacer le gaz tout en mesurant avec précision son volume. Les burettes à piston peuvent être plus précises et utiliser l'actionnement physique d'un piston pour délivrer du liquide. Ils peuvent avoir des graduations lues manuellement ou avoir une lecture numérique.

Les burettes peuvent être spécifiées en fonction de leur volume, résolution et précision. Des tubes de plus petit diamètre entraînent un volume plus faible et une bonne résolution. Les burettes numériques peuvent avoir une meilleure précision et dépendent moins des compétences de l'utilisateur.



Figure 29. Burette.

Lecture d'une burette

Afin de mesurer la quantité de solution additionnée ou évacuée, la burette doit être observée avec un regard perpendiculaire et l'œil en face du « ménisque ». La surface d'un liquide n'est pas tout à fait plate, mais légèrement courbe, cette courbe est appelée « le ménisque ». Le liquide dans la burette doit être complètement vidé de bulles pour garantir une mesure précise. L'emploi de la burette avec une solution transparente peut rendre difficile l'observation du fond du ménisque. La technique de la bande noire (Fig. 30) peut rendre facile la lecture de la mesure.

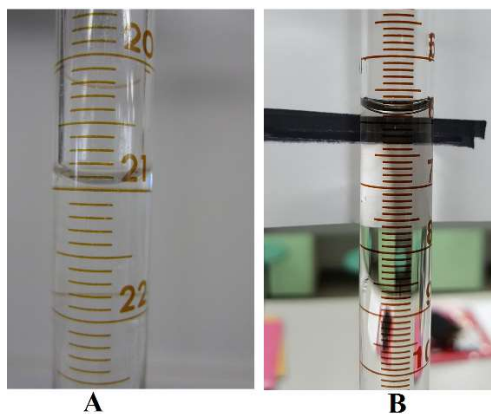


Figure 30. A. Le ménisque. B. La technique de la bande noire.

k- Éprouvette graduée

Une éprouvette graduée, est un récipient de laboratoire couramment utilisé pour mesurer le volume d'un liquide. Il a une forme cylindrique verticale étroite ouvert d'en haut. Chaque ligne sur l'éprouvette graduée indique la quantité de liquide qui a été mesurée.

Les cylindres gradués sont les outils couramment utilisés pour effectuer des mesures de volumes en laboratoire. Les cylindres sont disponibles dans une variété de tailles.



Figure 31. Différents volumes d'éprouvettes graduées.

La mesure avec un cylindre gradué est quelque peu compliquée par un ménisque. Un ménisque est la courbure de la surface de l'eau. L'eau "colle" aux parois du cylindre gradué, mais uniquement sur les côtés et non au milieu. Lorsque les élèves regardent la surface, le niveau d'eau n'est pas rectiligne. La mesure doit être au point le plus bas (Fig. 32). Les élèves doivent lire le ménisque au niveau des yeux afin d'obtenir une lecture précise. Les élèves doivent placer le cylindre gradué sur la table, puis baisser la tête pour pouvoir lire le ménisque au niveau des yeux.

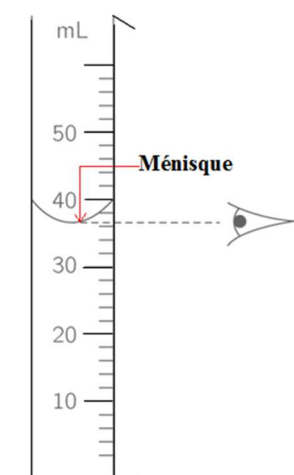


Figure 32. La lecture correcte d'un volume sur une éprouvette graduée

l- Chauffe-ballon

Un chauffe-ballon est un équipement de laboratoire, comme l'indique son nom il est utilisé pour chauffer des ballons. Contrairement à d'autres appareils de chauffage, tels que les plaques chauffantes ou les becs Bunsen, les récipients en verre peuvent être placés en contact direct avec l'appareil sans augmenter le risque de rupture de la verrerie, car l'élément chauffé est isolé.



Figure 33. Chauffe ballon.

m- Cristallisoir

Un cristallisoir est une verrerie de laboratoire (des fois en inox), qui a la forme d'un cylindre, dans lequel on réalise des cristallisations. Pour cet usage, il est rempli en général de glace, et un second récipient comprenant le produit à cristalliser (en général un bécher) y est installé.

Le cristallisoir peut avoir des utilisations en plus, à titre d'exemple il peut tout simplement servir pour refroidir un mélange suite à une réaction chimique.



Figure 34. Différents volumes de cristallisoir avec bec verseur en verre borosilicaté

n- Agitateur magnétique

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Un agitateur magnétique est un outil de laboratoire utilisant un champ magnétique rotatif pour faire tourner très rapidement une barre d'agitation immergée dans un liquide. Le champ rotatif est créé soit par un aimant tournant, soit par un ensemble d'électroaimants fixés, placés en sous du récipient qui contient le liquide.



Figure 35. Un agitateur magnétique

Un agitateur magnétique se compose d'un barreau magnétique (Fig. 36) placé dans le liquide qui fournit l'action d'agitation. Le mouvement du barreau magnétique est entraîné par un autre aimant rotatif ou un ensemble d'électroaimants dans le dispositif d'agitation, sous le récipient contenant le liquide.



Figure 36. Barreau magnétique

o- Propipette

Les propipettes (poires en caoutchouc) sont utilisées dans les laboratoires de chimie, en les plaçant sur un tube en verre ou en plastique. Elles servent de source de vide pour remplir les réactifs via une pipette ou une pipette pasteur. Elles aident également à contrôler le débit du liquide provenant du flacon compte-gouttes. En utilisant une propipette, le contact de la bouche avec les produits chimiques peut être évité.



Figure 37. Propipette

p- Verre de montre

Un verre de montre est un morceau de verre de forme concave circulaire utilisé en laboratoire de chimie comme surface pour contenir les solides pendant leur pesée, pour chauffer une petite quantité de substance et comme couvercle d'un bécher.



Figure 38. Verre de montre

q- Balance électronique

Les balances électroniques qu'on trouve dans un laboratoire sont généralement classées en 3 types :

Les balances de précision : Elles sont consacrées aux usages de tous les jours. Elles sont fiables, leur utilisation est simple.



Figure 39. Balance de précision

Les balances analytiques : Celles-ci sont d'une très grande précision. Elles sont utilisées pour pesées de petites quantités.



Figure 40. Balance analytique

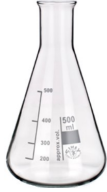







Les micro et semi-microbalances : Tandis que ceux-là sont d'une précision ultime, elle ont la capacité de peser jusqu'à $1\mu\text{g}$ (microbalance) ou $10\mu\text{g}$ (semi-microbalance).











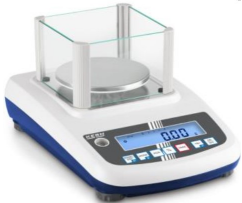
Figure 41. Micro balance

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Tableau 01. Tableau récapitulatif comprenant tous le matériel d'un laboratoire de chimie

Matériel	Image
Fiole Erlenmeyer Erlenmeyer flask	 A glass Erlenmeyer flask with a conical body and a narrow neck. It has a scale on the side with markings at 200, 400, and 600 ml.
Tube à essai Test tube	 A long, narrow glass test tube with a rounded bottom.
Becher Beaker	 A cylindrical glass beaker with a pouring spout on one side and a scale on the other side with markings at 100, 200, 300, 400, and 500 ml.
Le verre à pied Conical measure	 A glass conical measure with a wide top and a narrow base. It has a scale on the side with markings at 4, 8, and 12 ml.
Pipette Pipette	 A glass pipette with a bulbous middle section and a narrow tip.
Fiole jaugée Volumetric flask	 A glass volumetric flask with a spherical body and a long neck. It has a single graduation mark on the neck and is labeled "5000" on the body.
Ballon Round-bottom flask	 A glass round-bottom flask with a spherical body and a narrow neck. It is labeled "250 ml" on the body.
Ampoule à décantier Separatory funnel	 A glass separatory funnel with a spherical body, a narrow neck, and a stopcock at the bottom.

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Entonnoir Funnel	
Burette Burette	
Éprouvette graduée Graduated cylinder	
Chauffe ballon Heating mantle	
Cristalliseur Crystallizer	
Agitateur magnétique Magnetic stirrer	
Propipette Rubber bulb	
Verre de montre Watch glass	
Balance électronique Electronic balance	

Partie 2

I- Règles de sécurité et conduite à tenir

Les règles de sécurité de base pour la conduite du laboratoire doivent être respectées chaque fois que vous travaillez dans un laboratoire. La plupart des règles de sécurité les plus courantes sont énumérées ci-dessous.

- Connaître l'emplacement des équipements de sécurité qui peut être situé dans le couloir près de l'entrée du laboratoire.
- Connaître les itinéraires des issues de secours.
- Évitez tout contact cutané et oculaire avec tous les produits chimiques.
- Il faut supposer que tous les produits chimiques de toxicité inconnue sont hautement toxiques.
- Affichez des panneaux d'avertissement lorsque des dangers inhabituels, des matières dangereuses, des équipements dangereux ou d'autres conditions spéciales sont présents.
- Évitez de distraire ou de surprendre les personnes travaillant dans le laboratoire.
- Utilisez l'équipement uniquement pour des manipulations précises.
- Combinez les réactifs dans leur ordre approprié, par exemple en ajoutant de l'acide à l'eau.
- Évitez d'ajouter des solides aux liquides chauds.
- Tout le personnel du laboratoire doit mettre l'accent sur la sécurité et l'hygiène chimique à tout moment.
- Ne laissez jamais les flacons de produits chimiques ouverts.
- Tous les flacons de produits doivent avoir des étiquettes appropriées. Les produits chimiques non étiquetés ne doivent jamais être utilisés.
- Ne goûtez pas et ne reniflez pas intentionnellement les produits chimiques.
- Ne jamais consommer et / ou stocker de la nourriture ou des boissons ou appliquer des produits cosmétiques dans des zones où des produits chimiques dangereux sont utilisés ou stockés.
- N'utilisez pas d'aspiration buccale pour pipeter ou démarrer un siphon.
- Laver les zones exposées de la peau avant de quitter le laboratoire.
- Aucune lentille de contact ne doit être portée à proximité de produits chimiques dangereux, même si vous portez des lunettes de sécurité.
- Des lunettes de sécurité de laboratoire doivent être portées dans toute zone où des produits chimiques sont utilisés ou stockés. Ils doivent également être portés chaque fois qu'il y a un risque d'éclaboussures ou de particules dans l'œil. Des chaussures fermées seront portées en tout temps dans le laboratoire. Les chaussures ou sandales perforées ne sont pas appropriées.
- Des procédures devraient être élaborées pour minimiser la formation et la dispersion d'aérosols.
- Ne jamais verser des produits chimiques dans les égouts. N'utilisez PAS l'égout pour l'élimination des déchets chimiques.
- N'utilisez pas de hottes pour l'évaporation et l'élimination des solvants volatils.

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale



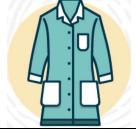
- Effectuer des travaux avec des produits chimiques dangereux dans une hotte fonctionnant correctement.
- Ne pas travailler seul dans un laboratoire si les procédures en cours sont dangereuses.
- Pas d'utilisation de téléphone portable lors d'opérations expérimentales.
- Les vêtements en fibres synthétiques ne doivent pas être portés lorsque vous travaillez avec des liquides inflammables ou en cas de risque d'incendie, car ces matériaux ont tendance à fondre et à coller à la peau exposée.
- Les blouses de laboratoire ne doivent pas être entreposées dans les bureaux ou les salles de repos, car cela se propage des contaminants à d'autres zones.
- Évitez de porter des bijoux dans le laboratoire car cela peut présenter de multiples risques pour la sécurité.
- Ne pas utiliser le pouce comme bouchon. Remuez doucement ou placez un morceau de para film sur l'ouverture pour mélanger les solutions.
- Lorsque vous utilisez des plaques chauffantes, débranchez-les avant de quitter le laboratoire.
- Si vous remarquez que le cordon d'une plaque chauffante ou d'un microscope s'est effiloché et que des fils sont visibles, signalez-le immédiatement à l'instructeur.
- Si vous avez des doutes sur les instructions pour une expérience ou une activité ou sur l'utilisation ou l'élimination des matériaux, demandez d'abord avant d'agir.
- Votre enseignant examinera avec vous l'emplacement et, le cas échéant, l'utilisation de l'équipement de sécurité dans le laboratoire, notamment :

Fichiers MSDS, téléphone d'urgence, trousse de premiers secours, extincteur d'incendie, collyre



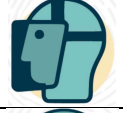
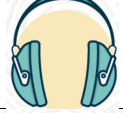




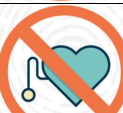




- Gardez toujours votre ou vos zones de travail bien rangées et propres.

II- Symboles de sécurité dans un laboratoire




Tableau 02. Pictogrammes de sécurité

Symbole	Signification
Symboles de sécurité physique	
	Gants requis
	Bottes requises
	Vêtements de protection

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

	Lunettes de protection
	Masques respiratoires
	Écrans faciaux
	Protection auditive
	Station de lavage oculaire
	Douche de sécurité
	Laver les mains
	Nourriture et boisson interdites
	Pas de stimulateurs cardiaques ni d'implants métalliques
Symboles de sécurité incendie	
	Extincteur d'incendie
	Couverture anti-feu
	Tuyau d'incendie
	N'allumer de feu





TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Symboles de premiers soins	
	Poste de secours
	AED ou Défibrillateur
	Point de rencontre d'urgence

III- Pictogrammes de danger (symboles)

Les pictogrammes de danger nous alertent sur la présence d'un produit chimique dangereux. Les pictogrammes nous aident à savoir que les produits chimiques que nous utilisons peuvent nuire aux personnes ou à l'environnement. Les pictogrammes de danger GB CLP apparaissent sous la forme d'un losange avec une bordure rouge distinctive et un fond blanc. Un ou plusieurs pictogrammes peuvent apparaître sur l'étiquetage d'un seul produit chimique.

Tableau 03. Pictogrammes de danger GB CLP

Pictogramme	Signification
	Explosif (Symbole : bombe explosive)
	Inflammable (symbole : flamme)
	Comburent (symbole : flamme sur cercle)
	Corrosif (symbole : corrosion)

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

	Toxicité aiguë (symbole : crâne et os croisés)
	Dangereux pour l'environnement (symbole : environnement)
	Danger pour la santé / Dangereux pour la couche d'ozone (symbole : point d'exclamation)
	Risque grave pour la santé (symbole : danger pour la santé)
	Gaz sous pression (symbole : bouteille de gaz)

Conclusion

Un laboratoire est rempli de produits chimiques dangereux, de substances radioactives, de spécimens biologiques, d'instruments pointus, de verrerie cassable et d'objets inflammables. Ainsi, ceux qui travaillent dans les laboratoires doivent être parfaitement conscients des nombreux dangers associés à ces éléments. Afin de maintenir un lieu de travail sûr et d'éviter les accidents, des symboles et des panneaux de sécurité du laboratoire doivent être affichés sur tout le lieu de travail. Les laborantins, les chercheurs, les étudiants et les visiteurs doivent noter et comprendre les informations de communication des dangers sur les panneaux de sécurité du laboratoire, y compris les agents dangereux spécifiques (biologiques, chimiques, radiologiques), les dangers physiques (lasers, champs magnétiques) présents dans l'espace.

Brochure du TP 1

Principes de la chimie expérimentale

1. Introduction


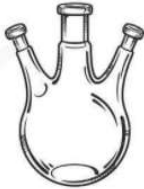




Les étudiants en chimie doivent comprendre les dangers des produits chimiques et des diverses procédures chimiques afin de travailler en toute sécurité dans le laboratoire. Pour cela, il est essentiel non seulement de reconnaître un danger, mais également d'évaluer le risque réel qu'il pose. De plus, un bon entretien, une bonne connaissance des instruments utilisés est indispensable, - tout cela contribue à un fonctionnement sûr, efficace et garanti.

2. Objectif du TP





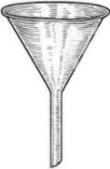


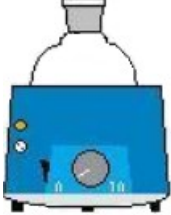
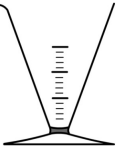



- Reconnaître les dangers et les précautions de sécurité dans un laboratoire de chimie.
- Reconnaître, se familiariser et apprendre à manipuler les instruments présents dans un laboratoire de chimie

3. La verrerie du laboratoire

Le matériel expérimental sera toujours utilisé à ce pour quoi il a été initialement prévu et dans les limites fixées lors de sa conception. De plus un choix judicieux de la verrerie vous permettra de prévenir les accidents. Dans ce contexte, j'ai déposé sur chaque paillasse un ensemble d'instruments, en vous basant sur le tableau ci-dessous essayé d'identifier chaque outil.

Nom de l'instrument	Son image	Nom de l'instrument	Son image
Éprouvette graduée		Ballon	
Fiolle jaugée		Erlenmeyer	
Tube à essai		Balance électrique	

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

Becher		Thermomètre	
Ampoule à décanté		Microscope	
Entonnoir		Bec bunsen	
Pipette graduée		Chauffe ballon	
Verre à pied		Cristalliseur	
Spatule		Verre de montre	

4. La sécurité au laboratoire.

Dans un laboratoire de chimie, il y a des gestes barrière, un comportement que chacun de vous doit adopter, Et pour cela vous devez bien lire, comprendre et surtout appliquer les instructions citées ci-dessous :

- Se laver les mains
- Attacher les cheveux.
- Porter toujours une blouse de protection qui doit être en coton
- Porter des gants, des masques et des lunettes de protection pendant les manipulations,
- Ranger l'outil juste après son utilisation.
- Ne pas porter de lentilles de yeux.
- Ne pas mettre de bijoux.

TP n°1 : Principes de la chimie expérimentale

- Mettre les matières dangereuses, les acides, les poisons et les liquides inflammables, dans des endroits sûrs et protégés
- Pendant une manipulation, l'ordre doit régner en maître
- Raisonner « sécurité » c'est penser avant d'agir.

5- Règles de manipulation des produits chimiques

- Lire les étiquettes
- Respecter les modes opératoires
- Se référer toujours aux pictogrammes de danger qui vous renseignent rapidement sur les risques et les précautions à prendre (Figure ci-dessous)



Figure. Pictogramme de danger.

6- Compte rendu

Préparer un compte rendu ne dépassant pas deux pages sur tous les instruments du laboratoire que vous avez vu aujourd'hui en précisant la fonction de chaque outil. Aussi, un résumé sur les règles de sécurité et les pictogrammes de danger qu'on a identifié aujourd'hui sur tous les flacons des produits chimiques.



TP N°2 : Détermination de la quantité de matière

Introduction

L'identité d'une substance est définie non seulement par les types d'atomes ou d'ions qu'elle contient, mais par la quantité de chaque type d'atome ou d'ion. Par exemple, l'eau, H_2O et le peroxyde d'hydrogène, H_2O_2 , se ressemblent en ce que leurs molécules sont composées d'atomes d'hydrogène et d'oxygène. Cependant, comme une molécule de peroxyde d'hydrogène contient deux atomes d'oxygène, contrairement à la molécule d'eau qui n'en a qu'une, les deux substances présentent des propriétés très différentes. À présent, nous avons des outils sophistiqués qui permettent la mesure directe de ces traits microscopiques déterminants ; cependant, les mêmes traits ont été dérivés à l'origine de la mesure des propriétés macroscopiques (les masses et les volumes de grandes quantités de matière) à l'aide d'outils relativement simples (balances et verrerie volumétrique). Cette approche expérimentale a nécessité l'introduction d'une nouvelle unité de quantité de substances, la mole, qui reste indispensable dans la science chimique moderne.

La mole est une unité de quantité similaire aux unités familières telles que paire, douzaine, grossière, etc. Elle fournit une mesure spécifique du nombre d'atomes ou de molécules dans un échantillon en vrac de matière. Une mole est définie comme la quantité de substance contenant le même nombre d'entités discrètes (atomes, molécules, ions, etc.) que le nombre d'atomes dans un échantillon de ^{12}C pur pesant exactement 12 g. Une notion latine pour le mot «mole» est «grande masse» ou «en vrac», ce qui est cohérent avec son utilisation comme nom pour cette unité. La mole fournit un lien entre une propriété macroscopique facilement mesurable, une masse apparente et une propriété fondamentale extrêmement importante, le nombre d'atomes, de molécules, etc.

1. La matière

La matière est tout ce qui a de la masse et prend de l'espace. Un livre est de la matière, un ordinateur est de la matière, la nourriture est de la matière et la saleté dans le sol est de la matière. Parfois, la matière peut être difficile à identifier. Par exemple, l'air est de la matière, mais parce qu'il est si mince par rapport à d'autres matières (par exemple, un livre, un ordinateur, de la nourriture et de la saleté), nous oublions parfois que l'air a de la masse et prend de la place. Les choses qui ne comptent pas comprennent les pensées, les idées, les émotions et les espoirs.

Pour comprendre la matière, comment elle change, de quoi est-elle constituée, nous devons être capables de décrire la matière. Il existe deux manières de décrire la matière : les propriétés physiques et les propriétés chimiques. Les propriétés physiques sont des caractéristiques qui décrivent la matière telle qu'elle existe. Certaines des nombreuses caractéristiques physiques de la matière sont la forme, la couleur, la taille et la température. Une propriété physique importante est la phase (ou l'état) de la matière. Les trois états fondamentaux de la matière sont le solide, le liquide et le gaz (voir [Fig.1](#) «Les phases de la matière»).



Figure 1. Les états de la matière - La glace (solide), l'eau (liquide) et la vapeur d'eau (gaz) sont trois états physiques différents de l'eau, mais n'affectent pas sa composition chimique.

2. La quantité de matière

La quantité de substance, également appelée quantité de matière, est une expression sans dimension du nombre de particules dans un échantillon. Les particules sont généralement des atomes, mais elles peuvent être des protons, des neutrons, des électrons ou des particules plus fondamentales telles que les quarks. La quantité de substance peut également être exprimée en termes de particules composites telles que des molécules.

L'unité standard de quantité de matière dans le système international (SI) est la mole. Cette unité est basée sur la masse de 0,012 kilogramme (kg), ou 12 grammes (g), de carbone 12 (C-12), dont le noyau contient six protons et six neutrons. Une mole équivaut à environ $6,022169 \times 10^{23}$ et est également appelée constante d'Avogadro.

C'est quoi la mole ?

Mole, également orthographié mol, en chimie, une unité scientifique standard pour mesurer de grandes quantités de très petites entités telles que des atomes, des molécules ou d'autres particules spécifiées.

La mole désigne un très grand nombre d'unités, $6,02214076 \times 10^{23}$. La mole était précédemment définie comme le nombre d'atomes déterminé expérimentalement dans 12 grammes de carbone-12. Le nombre d'unités dans une mole porte également le nom du nombre d'Avogadro, ou constante d'Avogadro, en l'honneur du physicien italien Amedeo Avogadro (1776–1856). Avogadro a suggéré que des volumes égaux de gaz dans des conditions identiques renferment le même nombre de molécules, une hypothèse qui s'est avérée utile pour déterminer les poids atomiques et moléculaires et qui a conduit au concept de la mole.



Figure 02. Amedeo Avogadro

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

Le nombre d'atomes ou d'autres particules dans une mole est le même pour toutes les substances. La mole est liée à la masse d'un élément de la manière suivante : une mole d'atomes de carbone-12 a $6.02214076 \times 10^{23}$ atomes et une masse de 12 grammes. En comparaison, une mole d'oxygène se compose, par définition, du même nombre d'atomes que le carbone-12, mais elle a une masse de 15,999 grammes. L'oxygène a donc une masse plus grande que le carbone. Ce raisonnement peut également être appliqué aux poids moléculaires

Le concept de la mole aide à mettre des informations quantitatives sur ce qui se passe dans une équation chimique à un niveau macroscopique. A titre d'exemple, dans la réaction chimique : $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2$, deux moles d'eau sont décomposées en deux moles d'hydrogène moléculaire et une mole d'oxygène moléculaire. La mole peut être utilisée pour déterminer la formule la plus simple d'un composé et pour calculer les quantités impliquées dans les réactions chimiques. Lorsqu'il s'agit d'une réaction qui se produit dans une solution, le concept connexe de molarité est utile. La molarité (M) est définie comme le nombre de moles d'un soluté dans un litre de solution.

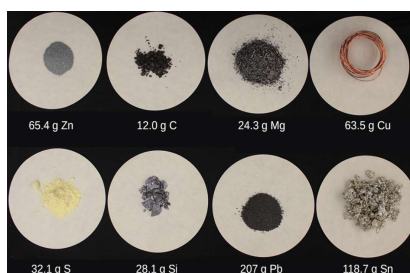


Figure 03. Chaque échantillon contient $6,022 \times 10^{23}$ atomes - 1,00 mole d'atomes. De gauche à droite (rangée du haut): 65,4 g de zinc, 12,0 g de carbone, 24,3 g de magnésium et 63,5 g de cuivre. De gauche à droite (rangée du bas): 32,1 g de soufre, 28,1 g de silicium, 207 g de plomb et 118,7 g d'étain.

3. Conversion entre moles et atomes

En comprenant la relation entre les moles et le nombre d'Avogadro, les scientifiques peuvent convertir entre le nombre de moles et le nombre d'atomes.

Objectifs d'apprentissage

Convertir entre le nombre de moles et le nombre d'atomes dans une substance donnée en utilisant le nombre d'Avogadro

Points clés à retenir

- Le nombre d'Avogadro est une relation très importante à retenir : 1 mole = $6,022 \times 10^{23}$ atomes, molécules, protons, etc
- Pour convertir des moles en atomes, multipliez la quantité molaire par le nombre d'Avogadro.
- pour convertir des atomes en moles, divisez la quantité d'atome par le nombre d'Avogadro (ou multipliez par son réciproque).

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

Moles et atomes

Comme introduit dans le concept précédent, la mole peut être utilisée pour relier des masses de substances à la quantité d'atomes qu'elles contiennent. C'est un moyen facile de déterminer la quantité d'une substance qui peut réagir avec une quantité donnée d'une autre substance.

À partir de moles d'une substance, on peut également trouver le nombre d'atomes dans un échantillon et vice versa. Le pont entre les atomes et les moles est le nombre d'Avogadro, $6,022 \times 10^{23}$.

Le nombre d'Avogadro est généralement sans dimension, mais quand il définit la mole, il peut être exprimé en tant que $6,022 \times 10^{23}$ entités élémentaires / mole. Cette forme montre le rôle du nombre d'Avogadro en tant que facteur de conversion entre le nombre d'entités et le nombre de moles. Par conséquent, étant donné la relation $1 \text{ mol} = 6,022 \times 10^{23}$ atomes, la conversion entre les moles et les atomes d'une substance devient un simple problème d'analyse dimensionnelle.

a. Conversion de moles en atomes

Étant donné un nombre connu de moles (x), on peut trouver le nombre d'atomes (y) dans cette quantité molaire en le multipliant par le nombre d'Avogadro :

$$x \text{ moles} \cdot \frac{6,022 \times 10^{23} \times \text{atomes}}{1 \text{ mole}} = y \text{ atomes}$$

Par exemple, si les scientifiques veulent savoir comment les atomes peuvent se trouver dans six moles de sodium ($x = 6$), ils pourraient résoudre ce problème ainsi :

$$6 \text{ moles} \cdot \frac{6,022 \times 10^{23} \times \text{atomes}}{1 \text{ mole}} = 3,61 \times 10^{24} \text{ atomes}$$

Notez que la solution est indépendante du fait que l'élément soit du sodium ou autre.

b. Conversion d'atomes en moles

En inversant le calcul ci-dessus, il est possible de convertir un nombre d'atomes en une quantité molaire en le divisant par le nombre d'Avogadro :

$$\frac{x \text{ atomes}}{6,022 \times 10^{23} \frac{\text{atomes}}{1 \text{ moles}}} = y \text{ moles}$$

Cela peut être écrit sans fraction dans le dénominateur en multipliant le nombre d'atomes par la réciproque du nombre d'Avogadro :

$$x \text{ atomes} \frac{1 \text{ mole}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} = y \text{ moles}$$

Par exemple, si les scientifiques savent qu'il y a $3,5 \times 10^{24}$ atomes dans un échantillon, ils peuvent calculer le nombre de moles que représente cette quantité :

$$3,5 \times 10^{24} \text{ atomes} \frac{1 \text{ mole}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} = 5,81 \text{ moles}$$

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

4. Masse molaire des composés

La masse molaire d'une substance particulière est la masse d'une mole de cette substance.

Objectifs d'apprentissage

Calculer la masse molaire d'un élément ou d'un composé

Points clés à retenir

- La masse molaire est la masse d'un élément chimique donné ou d'un composé chimique (g) divisée par la quantité de substance (mol).
- La masse molaire d'un composé peut être calculée en ajoutant les masses atomiques standard (en g / mol) des atomes constitutifs.
- La masse molaire sert de pont entre la masse d'un matériau et le nombre de moles car il n'est pas possible de mesurer directement le nombre de moles.

Mesurer la masse en chimie

Les chimistes peuvent mesurer une quantité de matière en utilisant la masse, mais dans les réactions chimiques, il est souvent important de considérer le nombre d'atomes de chaque élément présent dans chaque échantillon. Même la plus petite quantité d'une substance contiendra des milliards d'atomes, de sorte que les chimistes utilisent généralement la mole comme unité pour la quantité de substance.

uma contre g / mol

Chaque ion, ou atome, a une masse particulière ; de même, chaque mole d'une substance pure donnée a également une masse définie. La masse d'une mole d'atomes d'un élément pur en grammes est équivalente à la masse atomique de cet élément en unités de masse atomique (uma) ou en grammes par mole (g/mol). Bien que la masse puisse être exprimée à la fois en uma et en g/mol, g/mol est le système d'unités le plus utile pour la chimie de laboratoire.

Calcul de la masse molaire

La masse molaire est la masse d'une substance donnée divisée par la quantité de cette substance, mesurée en g/mol. Par exemple, la masse atomique du titane est de 47,88 uma ou 47,88 g/mol. Dans 47,88 grammes de titane, il y a une mole, soit $6,022 \times 10^{23}$ atomes de titane.

La masse molaire caractéristique d'un élément est simplement la masse atomique en g/mol. Cependant, la masse molaire peut également être calculée en multipliant la masse atomique en uma par la constante de masse molaire (1 g/mol). Pour calculer la masse molaire d'un composé à plusieurs atomes, additionnez toute la masse atomique des atomes constitutifs.

Par exemple, la masse molaire de NaCl peut être calculée pour trouver la masse atomique de sodium (22,99 g/mol) et la masse atomique de chlore (35,45 g/mol) et les combiner. La masse molaire de NaCl est de 58,44 g / mol.

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

5. Conversion entre la masse et le nombre de moles

La masse molaire d'une substance peut être utilisée pour convertir entre la masse de la substance et le nombre de moles de cette substance.

Objectifs d'apprentissage

Convertir entre la masse et le nombre de moles, et le nombre d'atomes, dans un composé

Points clés à retenir

- La masse molaire d'un composé est égale à la somme des masses atomiques de ses atomes constitutifs en g/mol.
- Bien qu'il n'existe aucun moyen physique de mesurer le nombre de moles d'un composé, nous pouvons relier sa masse au nombre de moles en utilisant la masse molaire du composé comme facteur de conversion directe.
- Pour convertir entre la masse et le nombre de moles, on peut utiliser la masse molaire de la substance. Ensuite, on peut utiliser le nombre d'Avogadro pour convertir le nombre de moles en nombre d'atomes

Les chimistes utilisent généralement la mole comme unité pour le nombre d'atomes ou de molécules d'un matériau. Une mole est égale à $6,022 \times 10^{23}$ entités moléculaires, et chaque élément a une masse molaire différente en fonction du poids de $6,022 \times 10^{23}$ de ses atomes (1 mole). La masse molaire de n'importe quel élément peut être déterminée en trouvant la masse atomique de l'élément sur le tableau périodique. Par exemple, si la masse atomique du soufre (S) est de 32,066 uma, alors sa masse molaire est de 32,066 g/mol.

En reconnaissant la relation entre la masse molaire (g/mol), les moles (mol) et les particules, les scientifiques peuvent utiliser l'analyse dimensionnelle pour convertir très facilement la masse, le nombre de moles et le nombre d'atomes.

Détermination de la masse molaire d'un composé

Dans un composé de NaOH, la masse molaire de Na seul est de 23 g/mol, la masse molaire de l'O est de 16 g/mol et celle de l'H est de 1 g/mol. Quelle est la masse molaire de NaOH ?



$$23 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} + 1 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$$

La masse molaire du composé NaOH est de 40 g/mol.

a. Conversion de masse en nombre de moles

Combien de moles de NaOH sont présentes dans 90 g de NaOH ?

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

La masse molaire de NaOH étant de 40 g/mol, on peut diviser les 90 g de NaOH par la masse molaire (40 g/mol) pour trouver les moles de NaOH. Cela équivaut à multiplier par l'inverse de 40 g/mol.

Si l'équation est correctement arrangée, les unités de masse (g) s'annulent et laissent les moles comme unité.

$$90 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mole}}{40 \text{ g}} = 2.25 \text{ mol NaOH}$$

Il y a 2,25 moles de NaOH dans 90 g de NaOH.

b. Conversion entre la masse, le nombre de moles et le nombre d'atomes

Combien de moles et combien d'atomes contiennent 10,0 g de nickel ?

Selon le tableau périodique, la masse atomique du nickel (Ni) est de 58,69 uma, ce qui signifie que la masse molaire du nickel est de 58,69 g/mol. Par conséquent, nous pouvons diviser 10,0 g de Ni par la masse molaire de Ni pour trouver le nombre de moles présentes.

En utilisant l'analyse dimensionnelle, il est possible de déterminer que :

$$10 \text{ g Ni} \times \frac{1 \text{ mole Ni}}{58.69 \text{ g Ni}} = 0.170 \text{ mol Ni}$$

Pour déterminer le nombre d'atomes, convertissez les moles de Ni en atomes à l'aide du nombre d'Avogadro :

$$0.170 \text{ moles Ni} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomes Ni}}{1 \text{ mole Ni}} = 1.02 \cdot 10^{23} \text{ atomes Ni}$$

Étant donné la masse d'un échantillon et le nombre de moles dans cet échantillon, il est également possible de calculer la masse moléculaire de l'échantillon en divisant la masse par le nombre de moles pour calculer g / mol.

Quelle est la masse molaire du méthane (CH₄) s'il y a 0,623 mole dans un échantillon de 10,0 g ?

$$\frac{10 \text{ g CH}_4}{0.623 \text{ mol CH}_4} = 16.05 \text{ g/mol CH}_4$$

La masse molaire de CH₄ est de 16,05 g/mol.

c. La quantité de matière à partir d'un volume

On peut également déterminer la quantité de matière à partir d'un volume V (L) si on connaît

la **masse volumique** ρ (en g.L⁻¹) du composé : $n = \frac{\rho \times V}{M}$

La masse volumique d'un liquide est liée à sa densité par la relation : $\rho = d \times \rho_0$, où ρ_0 est la masse volumique de l'eau : $\rho_0 = 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Conclusion

Le concept de mole simplifie la relation de masse entre les réactifs et les produits de sorte que nous pouvons baser notre calcul sur les coefficients (nombre de molécules impliquées dans la réaction). Dans le même temps, la masse ou la quantité de substance est à l'échelle du laboratoire en grammes. En regardant l'équation, on peut dire que 2 molécules d'hydrogène réagissent avec une molécule d'oxygène. En élargissant cette compréhension de la réaction aux moles de la substance, nous arrivons à la conclusion que «2 moles d'hydrogène réagissent avec 1 mole d'oxygène». Ici, nous avons simplement mis à l'échelle la relation moléculaire.

Brochure du TP 2

Détermination de la quantité de matière

1. Introduction

Supposons que vous souhaitiez effectuer une réaction qui nécessite de combiner un atome de fer avec un atome de soufre. Combien de fer devez-vous utiliser ? Combien de soufre ? Lorsque vous regardez autour du laboratoire, aucun appareil ne peut compter le nombre d'atomes. En outre, le moindre grain (0,001 g) de fer contient plus d'un milliard de milliards d'atomes. Il en va de même pour le soufre.

Heureusement, vous avez un moyen de relier la masse et le nombre d'atomes. Un atome de fer a une masse de 55,847 uma et 55,847 g de fer contient $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de fer. De même, 32,066 g de soufre contiennent $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes de soufre. Sachant cela, vous pouvez mesurer 55,847 g de fer et 32,066 g de soufre et être à peu près certain que vous avez le même nombre d'atomes de chacun.

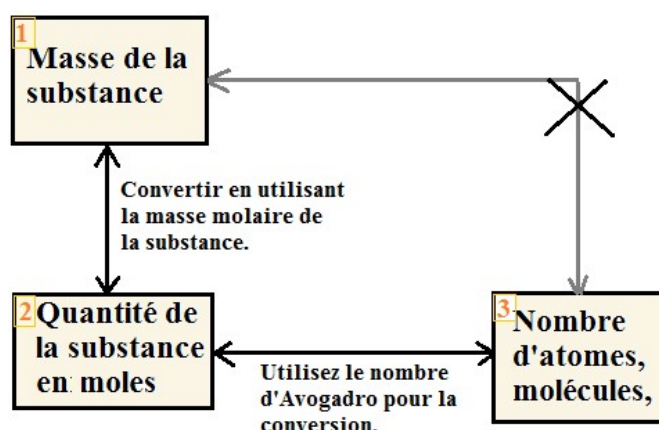


Figure 01. Schéma général de conversion de la masse, de la quantité et du nombre de particules

2. Objectif

Le but de ce TP c'est de déterminer la quantité de matière (exprimée en nombre de moles) renfermée dans un échantillon et de préparer un autre échantillon contenant une quantité de matière fixée.

3. Recherche individuelle

- a) A l'aide du tableau périodique, essayer de trouver la masse molaire atomique de chacun des composés chimiques figurant dans le tableau suivant :

Le composé	Cuivre Cu	Plomb Pb	Chlore Cl	Sodium Na	Hydrogène H	Oxygène O	Calcium Ca	Soufre S	Cuivre Cu
Masse molaire (g.mol ⁻¹)									

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

b) Calculer les masses molaires (atomiques ou moléculaires) des espèces chimiques suivantes :

Échantillon	Chlorure de sodium (Sel) (Na ⁺ , Cl ⁻)	Carbonate de Calcium (Craie) (Ca ²⁺ , CO ₃ ²⁻)	Saccharose (Sucre) C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Glucose C ₆ H ₁₂ O ₆	Fer (Clou)	Cuivre (tournure)	Zinc (Grenaille)
Masse molaire (g.mol ⁻¹)							

4. Équipement et réactifs

Le tableau suivant contient les produits chimiques et la verrerie qu'on va utiliser dans ce TP :

Équipement	Produits chimiques
Éprouvette graduée Verre de montre Pissette d'eau distillé Burette graduée Balance électrique	Clou en fer Grenaille de zinc Tournure de cuivre Sucre en poudre Sucre en morceaux Craies Sel de table Éthanol

5. Manipulation

I- Comment peut-on mesurer une quantité de matière ?

Donner la relation qui lie le nombre de mole (quantité de matière) **n** (en mol) d'un composé chimique renfermé dans un échantillon de masse **m**, et la masse molaire **M** ?

a- Pour les échantillons solides

- Utiliser une balance électronique pour mesurer la masse des échantillons solides que vous allez choisir parmi les solides suivants : morceau de craie, morceau de sucre, clou en fer, tournure de cuivre, grenaille de zinc.
- Faire attention à bien écrire le nombre exacte de chiffres significatifs concernant la masse (respecter la précision de la balance).
- Calculer pour chacun de ces composés solides la quantité de matière correspondante (en mol).

b- Pour les échantillons liquides

- Avec une éprouvette graduée, prélever 40 ml d'eau distillée et peser le. La lecture du volume est juste lorsque le bas du ménisque correspond à la graduation voulue.
- Trouver le nombre de moles contenues dans ces 40 mL d'eau

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

- En sachant que la masse volumique de l'eau : $\rho = 1,00 \text{ kg.L}^{-1}$. Est-ce qu'on peut trouver le même résultat en utilisant la masse volumique de l'eau ?

II- Préparer une quantité de matière.

- Essayer de préparer 0,02 mol de chlorure de sodium
- En sachant que la masse volumique de l'éthanol (C_2H_6O) est $\rho_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ kg.L}^{-1}$, préparer à l'aide d'une burette graduée 0,052 mol d'éthanol. Le prélèvement initial sera fait dans l'éprouvette graduée de 10 ml.
- Quel est le volume qu'occupe l'éthanol dans l'éprouvette graduée ? Est-ce que ce volume correspond au prélèvement originaire de la burette graduée ? Quel est l'outil le plus précis ?

6. Compte rendu

1. Écrivez une phrase qui décrit comment déterminer le nombre de moles d'un composé dans une masse connue du composé si nous connaissons sa formule moléculaire.
2. Comparez 1 mole de H_2 , 1 mole d' O_2 et 1 mole de F_2 .
 - a- Lequel a le plus grand nombre de molécules ? Expliquer pourquoi.
 - b- Lequel a la plus grande masse ? Expliquer pourquoi.
3. Lequel contient la plus grande masse d'oxygène : 0,75 mole d'éthanol (C_2H_5OH), 0,60 mole d'acide formique (HCO_2H) ou 1,0 mole d'eau (H_2O) ? Expliquer pourquoi.
4. Lequel contient le plus grand nombre de moles d'atomes d'oxygène : 1 mole d'éthanol (C_2H_5OH), 1 mole d'acide formique (HCO_2H) ou 1 mole d'eau (H_2O) ? Expliquer pourquoi.
5. En quoi la masse moléculaire et la masse molaire d'un composé sont-elles similaires et en quoi sont-elles différentes ?
6. Calculez la masse molaire de chacun des composés suivants :
 - a- fluorure d'hydrogène, HF
 - b- ammoniaque, NH_3
 - c- acide nitrique, HNO_3
 - d- sulfate d'argent, Ag_2SO_4
 - e- acide borique, $B(OH)_3$
7. Calculez la masse molaire de chacun des éléments suivants :
 - a- S_8
 - b- C_5H_{12}
 - c- $Sc_2(SO_4)_3$
 - d- CH_3COCH_3 (acétone)
 - e- $C_6H_{12}O_6$ (glucose)
8. Calculez la masse molaire de chacun des minéraux suivants :
 - a- calcaire, $CaCO_3$
 - b- halite, $NaCl$
 - c- béryl, $Be_3Al_2Si_6O_{18}$
 - d- malachite, $Cu_2(OH)_2CO_3$

TP n°2 : Détermination de la quantité de matière

e- turquoise, $\text{CuAl}_6(\text{PO}_4)_4(\text{OH})_8(\text{H}_2\text{O})_4$

9. Une femme de 55 kg a $7,5 \times 10^{-3}$ mol d'hémoglobine (masse molaire = 64,456 g/mol) dans son sang. De combien de molécules d'hémoglobine s'agit-il ? Quelle est cette quantité en grammes ?
10. Déterminer le nombre d'atomes et la masse de zirconium, de silicium et d'oxygène trouvés dans 0,3384 mole de zircon, ZrSiO_4 , une pierre semi-précieuse.
11. Déterminer lequel des éléments suivants contient la plus grande masse d'hydrogène : 1 mole de CH_4 , 0,6 mole de C_6H_6 ou 0,4 mole de C_3H_8 .
12. Déterminez lequel des éléments suivants contient la plus grande masse d'aluminium : 122 g d' AlPO_4 , 266 g d' Al_2Cl_6 ou 225 g d' Al_2S_3 .
13. Le diamant est un polymorphe du graphite à base de carbone. Une bague de fiançailles contient un diamant pesant 1,25 carat (1 carat = 200 mg). Combien d'atomes sont présents dans le diamant ?



TP N°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

Introduction

Préparer des solutions est une procédure essentielle impliquée dans pratiquement toutes les expériences de chimiques réalisées à travers le monde. Une solution est constituée d'une substance dissoute dans un liquide. La substance dissoute est connue sous le nom de soluté et le fluide en vrac comme solvant. Le mélange homogène résultant est appelé solution. Préparer des solutions peut être une compétence de base en laboratoire, mais une mauvaise technique peut faire la différence entre une expérience réussie ou échouée.

Définitions

1. Une solution.

En chimie, une solution est un mélange homogène qui se compose de deux substances ou plus. Dans un mélange pareil, un soluté est une substance dissoute dans une autre substance, appelée 'solvant'. La procédure de mélange d'une solution a lieu à une échelle où les effets de la polarité chimique sont impliqués, entraînant des interactions spécifiques à la solvation. La solution a en général l'état du solvant quand le solvant est la plus grande portion du mélange, comme c'est régulièrement le cas. La concentration est un paramètre important d'une solution, qui est une mesure de la quantité de soluté dans une quantité donnée de solution ou de solvant. Le terme «solution aqueuse» est utilisé lorsque l'un des solvants est l'eau.

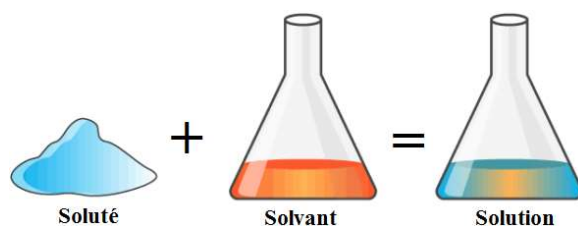


Figure 01. Préparation d'une solution.

Caractéristiques d'une solution

- Une solution est un mélange homogène de deux matières ou plus.
- Les particules de soluté à l'intérieur d'une solution ne peuvent pas être vues à l'œil nu.
- Une solution ne permet pas aux faisceaux de lumière de se disperser.
- Le soluté ne peut pas être séparé d'une solution par filtration (ou mécaniquement).
- Elle est composée d'une seule phase.

Différents types de solutions

En fonction de la dissolution du soluté dans le solvant, les solutions peuvent être classées en solution sursaturée, solutions insaturées et saturées.

a- **Une solution sursaturée** : comprend une grande quantité de soluté à une température à laquelle elle sera réduite, en conséquence le soluté supplémentaire cristallisera rapidement.

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

b- Une solution insaturée : est une solution dans laquelle un solvant est capable de dissoudre plus de soluté à une température donnée.

c- Une solution saturée : peut être définie comme une solution dans laquelle un solvant n'est plus capable de dissoudre plus de soluté à une température donnée.

Il y a deux types de solutions, selon le solvant si c'est de l'eau ou non.

d- Une solution aqueuse : lorsqu'un soluté est dissous dans l'eau, la solution est appelée solution aqueuse. Par exemple, sel dans l'eau, sucre dans l'eau et sulfate de cuivre dans l'eau.

e- Une solution non aqueuse : lorsqu'un soluté est dissous dans un solvant autre que l'eau, on parle de solution non aqueuse. Par exemple, l'iode dans le tétrachlorure de carbone, le soufre dans le disulfure de carbone, le phosphore dans l'alcool éthylique.

On dit que les solutions ont deux composants, le solvant et le soluté. Une autre classification de la solution dépend de la quantité de soluté ajoutée au solvant.

f- Une solution diluée : contient une petite quantité de soluté dans une grande quantité de solvant.

g- Une solution concentrée : contient une grande quantité de soluté dissous dans une petite quantité de solvant.

Solutions homogènes et hétérogènes

h- Les solutions homogènes : sont des solutions avec une composition et des propriétés uniformes dans toute la solution. Par exemple, une tasse de café, du parfum, du sirop contre la toux, une solution de sel ou de sucre dans l'eau, etc.

i- Les solutions hétérogènes : sont des solutions dont la composition et les propriétés ne sont pas uniformes dans toute la solution. Une solution d'huile et d'eau, d'eau et de poudre de craie et une solution d'eau et de sable, etc.

2. Solubilité

La capacité qu'a un composé à se dissoudre dans un autre composé est nommée solubilité. Lorsqu'un liquide se dissout complètement dans un autre liquide, on dit que les deux liquides sont 'miscibles'. Deux substances qui ne peuvent pas se mélanger pour former une solution ont dit qu'ils ne sont 'pas miscibles'.

3. La mole

La mole est une unité de mesure utilisée pour décrire la quantité d'une espèce chimique. Il peut être utilisé pour décrire le nombre d'atomes, de molécules, d'ions, d'électrons, etc. L'abréviation de mole ou moles est mol.

Une mole contient $6,022 \times 10^{23}$ particules (atomes, molécules, ions, électrons). C'est ce que l'on appelle le numéro d'Avogadro. L'utilisation du terme mole en chimie est analogue à la façon dont le mot douzaine est utilisé dans le langage courant. Par exemple, une douzaine de pommes équivaut à 12 pommes, tandis qu'une mole de pommes équivaut à $6,022 \times 10^{23}$ pommes.

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

Le poids en grammes d'une mole d'une substance est le poids moléculaire (M), ou masse molaire, de cette substance. Pour déterminer le nombre de moles, n, dans une quantité donnée d'une substance, vous divisez la quantité donnée de la substance par le poids moléculaire.

$$\text{Nombre de mole} = n = \frac{\text{Masse de la substance (g)}}{\text{Masse molaire (g/mol)}}$$

4. Les diverses expressions de la concentration

Concentration en moles par litre, concentration molaire, normalité ou molarité.

a. La molarité (ou Concentration molaire).

C'est l'une des unités de concentration les plus largement utilisées et est désignée par M. La molarité d'une solution est définie comme le nombre de moles de soluté par litre de solution. Notez que l'unité de volume pour la molarité est le litre, pas le millilitre ou une autre unité. Notez également qu'un litre de solution contient à la fois le soluté et le solvant. La molarité est donc est donc définie comme le nombre de moles de soluté présentes dans 1 litre de solution. Ainsi,

$$\text{Molarité} = C = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Volume de solution (en litre)}}$$

b. Pourcentage massique ($\frac{m}{m}$ % ou $\frac{W}{W}$ %)

C'est le rapport de la masse de soluté à la masse de solution multiplié par 100 pour calculer le pourcentage de masse. Vous avez peut-être vu ce symbole au dos des médicaments et des comprimés. C'est l'une des unités les plus couramment utilisées pour représenter la concentration.

$$\text{Pourcentage massique} = p = \frac{\text{Masse du soluté}}{\text{Masse de la solution}} \times 100$$

c. Concentration en $\frac{m}{V}$ % ou $\frac{W}{V}$ %.

$$C = \frac{m}{V} \times 100$$

$$\frac{m}{V} (\%) = \frac{\text{masse du soluté (g)}}{\text{volume de la solution (ml)}} \times 100$$

Les unités communes pour la concentration en $\frac{m}{V}$ (%) sont g / 100 ml (%)

$\frac{m}{V}$ (%) est définit comme : Le nombre de grammes de soluté dissous dans 100 ml de solution.

Par exemple : 3% $\frac{m}{V}$ (%) de NaOH \rightarrow En moyenne 3 grammes de NaOH sont dissous dans 100 ml de la solution.

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

d. Molalité

Elle est définie comme la quantité (nombre de moles) de soluté présente dans 1 kilogramme de solvant.

$$\text{Molalité} = C_{mol} = \frac{\text{Nombre de moles du soluté}}{\text{Masse de la solution (en Kg)}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$$

e. Fraction molaire

La fraction molaire (x_i) est définie comme la quantité d'un constituant (exprimée en moles), n_i , divisée par la quantité totale de tous les constituants d'un mélange (également exprimée en moles)

$$x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

La somme de toutes les fractions molaires est égale à 1 :

$$\sum_{i=1}^N n_i = n_{tot}; \quad \sum_{i=1}^N x_i = 1$$

Question : Combien d'eau faut-il ajouter à 1 litre de solution 1 M KOH pour en faire une solution 0,2 M KOH ?

Solution :

Une solution 1M de KOH contient 1 mole de KOH dans 1 litre de solution,

Donc, le nombre de moles de KOH présentes dans cette solution = 1 mole

Maintenant nous savons,

$$\text{Molarité} = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Volume de solution (en litre)}}$$

$$\Rightarrow 0.2 = 1x$$

$$\Rightarrow X = 10.2$$

$$\Rightarrow X = 5$$

Par conséquent, si 1 mole d'une solution est présente dans 5 litres de solution, alors la molarité de la solution sera de 0,2 M.

Ainsi, 4 litres d'eau supplémentaires doivent être ajoutés à 1 litre de solution 1 M KOH pour en faire une solution de 0,2 M KOH.

f. Normalité (ou Concentration normale)

La normalité en chimie est parmi les expressions qu'on utilise pour mesurer la concentration d'une solution. Elle est abrégée en «N» et est parfois appelée concentration équivalente d'une solution. Elle est principalement utilisée comme mesure d'espèces réactives dans une solution et lors de réactions de titrage ou en particulier dans des situations impliquant la chimie acido-basique. Selon la définition standard, la normalité est décrite comme le nombre d'équivalents

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

gramme ou molaire de soluté présent dans un litre d'une solution ; équivalent, c'est le nombre de moles d'unités réactives dans un composé.

Normalité = Nombre d'équivalents grammes \times [volume de solution en litres]⁻¹

Nombre d'équivalents gramme = poids du soluté \times [Poids équivalent du soluté]⁻¹

N = Poids du soluté (gramme) \times [Poids équivalent \times Volume (L)]

N = Molarité \times Masse molaire \times [Masse équivalente]⁻¹

N = Molarité \times Basicité = Molarité \times Acidité

Ou
$$\text{Normalité } (C_N) = \frac{c_i}{f_{eq}} = \frac{\text{Concentration molaire}}{\text{facteur d'équivalence}}$$

Comment calculer la normalité ?

Les étudiants peuvent suivre certains conseils pour calculer la normalité.

1. Le premier conseil est de recueillir des informations sur le poids équivalent de la substance réactionnelle ou du soluté. Consultez le manuel ou les livres de référence pour en savoir plus sur le poids moléculaire et la valence.
2. La deuxième étape consiste à calculer le nombre d'équivalent gramme de soluté.
3. Les étudiants doivent se rappeler que le volume doit être calculé en litres.
4. Enfin, la normalité est calculée à l'aide de la formule et en remplaçant les valeurs.

Calcul de la normalité dans le titrage

Le titrage est le processus d'addition graduelle d'une solution de concentration connue et d'un volume avec une autre solution de concentration inconnue jusqu'à ce que la réaction approche de sa neutralisation. Pour trouver la normalité du titrage acide et base :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

Où,

N1 : Normalité de la solution acide

V1 : Volume de la solution acide

N2 : Normalité de la solution basique

V3 : Volume de la solution basique

g. La relation entre la molarité et la normalité

$$C_N = C_M \times Z$$

h. Le titre massique (ou Concentration massique)

En chimie, la concentration massique C_m est définie comme la masse d'un constituant m_i divisée par le volume du mélange V.

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

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

5. La dilution

La dilution est l'opération de diminution de la concentration d'un soluté dans une solution, en général en la mélangeant avec plus de solvant, comme en ajoutant plus d'eau à la solution. Diluer une solution veut dire rajouter plus de solvant sans rajouter plus de soluté. La solution qui résulte est délicatement mélangée afin de garantir que toutes les parties de la solution sont semblables. Aussi, elle consiste à préparer à partir d'une solution mère, une solution fille dont la concentration est inférieure.

$$C1 \times V1 = C2 \times V2$$

C1 : concentration initiale ou molarité

V1 : volume initial

C2 : concentration finale ou molarité

V2 : volume final



Figure 02. Sirop contre la toux à différentes dilutions.

6. Solutions mère et fille

La solution mère peut être définie comme la solution que l'on va diluer. La solution fille est la solution qu'on obtient après la dilution.

7. Préparation d'une solution

A. À partir d'un solide

Pour préparer une solution qui contient une concentration connue d'une substance, il est nécessaire de dissoudre le nombre souhaité de moles de soluté dans suffisamment de solvant pour donner le volume final désiré de solution. Une solution de concentration connue peut être préparée à partir de solides par deux méthodes similaires.

Bien que des erreurs inhérentes existent avec chacune des méthodes, avec une technique minutieuse, l'une ou l'autre suffira pour faire des solutions dans le laboratoire de chimie générale.

Dans la première méthode, le soluté solide est pesé sur du papier à peser ou dans un petit récipient puis transféré directement dans une fiole jaugée. Un entonnoir peut être utile lors du transfert du solide dans le col mince de la fiole. Une petite quantité de solvant est ensuite ajoutée

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

au ballon volumétrique et le contenu est agité doucement jusqu'à ce que la substance soit complètement dissoute. Plus de solvant est ajouté jusqu'à ce que le ménisque du liquide atteigne la marque d'étalonnage sur le col du ballon volumétrique (un processus appelé «dilution au volume»). Le ballon est ensuite bouché et retourné plusieurs fois jusqu'à ce que le contenu soit mélangé et complètement dissous. L'inconvénient de cette méthode est qu'une partie du solide pesé peut adhérer au récipient d'origine, au papier de pesée ou à l'entonnoir. De plus, un solide peut être renversé lorsqu'il est transféré dans le col mince du ballon volumétrique.

Dans la seconde méthode, le solide est pesé en premier dans un petit bécher. Une petite quantité de solvant est ajoutée au bécher et la solution est agitée jusqu'à ce que le solide soit dissous. La solution est ensuite transférée dans le ballon volumétrique. Encore une fois, un entonnoir peut être inséré dans le col mince du ballon volumétrique. Avant d'ajouter du solvant supplémentaire dans le ballon, le bécher, la tige d'agitation et l'entonnoir doivent être rincés soigneusement et les lavages ajoutés au ballon en s'assurant que toutes les traces restantes de la solution ont été transférées. Enfin, le solvant supplémentaire est ajouté au ballon jusqu'à ce que le niveau de liquide atteigne la marque d'étalonnage. Le ballon est bouché et retourné comme précédemment jusqu'à ce que le contenu soit bien mélangé. L'inconvénient de cette méthode est qu'une partie de la solution peut adhérer au bécher, à la tige d'agitation ou à l'entonnoir si elle n'est pas lavée à fond. En outre, une possibilité de contamination existe à partir du bécher, de la tige ou de l'entonnoir s'ils n'ont pas été lavés soigneusement.

En chimie générale, la molarité est l'unité de concentration la plus couramment utilisée :

$$(1) \text{ Molarité} = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Volume de solution (en litre)}}$$

Exemple :

Un étudiant pèse 0,563 g de FeCl_3 et le dissout dans suffisamment d'eau déionisée (DI) pour faire 100,0 ml de solution. (FeCl_3 est le soluté et l'eau est le solvant ; le mélange de FeCl_3 et l'eau est appelé la solution.) La molarité de la solution de FeCl_3 (aq) est :

$$\frac{0.563 \text{ g FeCl}_3}{162.2 \text{ g/mol FeCl}_3 \times 0.1000 \text{ L}} = 3.47 \times 10^{-2} \text{ M}$$

B. Diluer une solution de concentration connue

La dilution est l'ajout plus de solvant pour produire une solution de concentration réduite. Le plus souvent, une solution diluée est créée à partir d'un petit volume d'une solution mère plus concentrée. Pour préparer une telle solution, une pipette volumétrique est utilisée pour délivrer une quantité exacte de la solution mère dans une fiole jaugée propre, qui est ensuite diluée au volume. Pour éviter une dilution ou une contamination supplémentaire, pré-rincez la pipette volumétrique avec la solution mère pour éliminer les gouttelettes d'eau ou les impuretés. Attention : Cette procédure est inversée si l'ajout de la solution concentrée au solvant provoque un échauffement (une réaction exothermique). Un exemple notable est la dilution d'un acide concentré. N'ajoutez JAMAIS d'eau à l'acide concentré. La réaction est très exothermique, chauffant la solution et provoquant potentiellement des éclaboussures. Ajoutez toujours l'acide concentré à l'eau lentement en remuant. Placer le bécher ou le ballon dans un bain de glace pour aider à refroidir la solution obtenue et éviter les éclaboussures.

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

La molarité de la solution diluée est inférieure à la molarité de la solution mère à partir de laquelle elle a été créée. Les moles présentes dans le volume de la solution mère délivrées par la pipette volumétrique sont égales aux moles présentes dans la solution diluée créée :

$$(2) \text{ (Moles de soluté) }_{\text{avant dilution}} = \text{ (Moles de soluté) }_{\text{après dilution}}$$

Les moles de soluté sont aussi égales à la molarité (M) de la solution multipliée par le volume (V) de la solution (notez que les unités de volume s'annulent) :

$$(3) \text{ Moles de soluté} = M \times V = \text{mol/litre} \times \text{litre}$$

Ainsi l'équation (2) peut être réécrite :

$$(4) M_1 V_1 = M_2 V_2 \text{ (où 1 = "avant dilution" et 2 = "après dilution")}$$

Exemple :

Un élève pipette exactement 5,00 ml de solution de $3,47 \times 10^{-2} \text{ M FeCl}_3$ dans une fiole jaugée et ajoute suffisamment d'eau pour obtenir 250 ml de solution. Quelle est la concentration de la solution diluée ?

Réponse :

Soit M_2 la concentration de la nouvelle solution. En utilisant l'équation (4) et en substituant des valeurs connues pour M_1 , V_1 et V_2 :

$$M_2 = \frac{M_1 V_1}{V_2} = \frac{(3.47 \cdot 10^{-2} \text{ M})(5.00 \text{ ml})}{250 \text{ ml}} = 6.94 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Conclusion.

Le but de cette expérience en laboratoire est de permettre à l'étudiant de progresser dans sa capacité à préparer des solutions de concentration cible, l'utilisation de balances analytiques et l'utilisation de verrerie de laboratoire. Les lunettes et autres précautions de sécurité doivent être observées partout. La préparation d'une solution. La concentration molaire, ou molarité (M), est le nombre de moles dans exactement un litre de solution. Ceci est utilisé parce que les chimistes veulent des informations sur le nombre de particules qui réagissent dans une réaction et est souvent utilisé comme facteur de conversion. Le pourcentage massique (m / m) d'une solution est calculé en divisant la masse du soluté par la masse de la solution entière et en la multipliant par 100. Les scientifiques utilisent cette information pour préparer des solutions. Un exemple d'application de ces informations serait en milieu hospitalier. Les fluides intraveineux entrant dans le corps d'un patient doivent être à une concentration spécifique afin de ne pas trop perturber les équilibres des nombreuses membranes du corps.

Brochure du TP 3

Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

1. Introduction

Une solution est un mélange homogène d'un ou plusieurs soluté (s) dissous dans un solvant. Un soluté est une substance qui est dissoute dans un solvant liquide pour produire une solution. Les chimistes, avant de commencer leurs procédures, les expériences de laboratoire et les types de recherche nécessitent souvent la préparation de réactifs qui se présentent généralement sous forme de solutions. Dans de nombreux cas, la valeur exacte de la concentration n'est pas critique ; dans d'autres cas, la concentration de la solution et sa méthode de préparation doivent être aussi précises que possible. La préparation et la dilution de la solution de molarité connue à une nouvelle sont peut-être l'activité la plus courante dans n'importe quel laboratoire. La première considération lors de l'élaboration de solutions est la sécurité. Il est important de prendre les précautions appropriées, telles que le port de gants et d'une blouse de laboratoire, selon le type de produits chimiques avec lesquels vous travaillez.

2. Objectif

- Comment réussissez-vous à préparer une solution de concentration connue ?
- Comment préparer une solution de concentration inférieure, en utilisant une solution mère de concentration plus élevée.
- Comprendre et utiliser exactement les termes suivants : soluté, solvant, solution, solution aqueuse, concentration, mole, molaire, dilutions.
- Apprendre comment utiliser la verrerie appropriée.

Que devriez-vous connaître avant la réalisation de ce TP

Qu'est-ce qu'une Mole ?

Comment calculer la molarité ?

La procédure pour préparer une solution ?

La procédure pour diluer une solution ?

Qu'est-ce qu'une solution (Fig. 01) ?

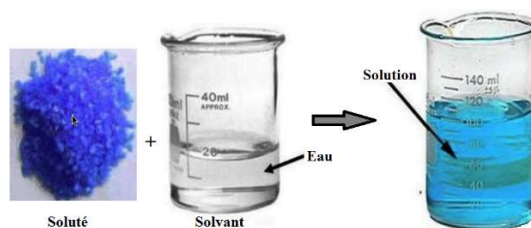


Figure 01. Préparation d'une solution aqueuse

3. Équipement et réactifs

Les solutions doivent être préparées avec soin et dans de la verrerie dont on connaît avec précision le volume, appelée « verrerie jaugée », par exemple des fioles et des pipettes

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

jaugées. Les verres à pied et les béchers ne sont pas jaugés, les indications de volumes qu'ils portent sont très approximatives.

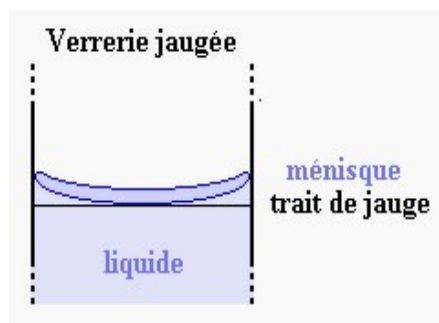
Le tableau ci-dessous contient la liste des produits chimiques et équipements qu'on va utiliser dans cette expérience :

Equipement	Produits chimiques
Bécher Micropipette Pipette volumétrique Tige d'agitation Verre de montre Fiole jaugée (100 ml) Burette Balance électrique	NaCl HCl

Rappel important

Ménisque :

Comme le diamètre de la pipette jaugée est très petit, par un phénomène de capillarité, le liquide adhère sur les parois. De ce fait, la surface du liquide n'est pas parfaitement plane, mais courbée vers le bas en son centre. D'un autre côté, la séparation entre le liquide et l'air exhibe une certaine épaisseur. De par sa forme, on l'appelle un ménisque. **C'est le point inférieur du ménisque qu'il faut ajuster sur le trait de jauge.**



4. Mode opératoire.

I. Préparation d'une solution par dissolution d'un solide (NaCl, Sel de table)

Comment préparer 2M de NaCl dans un volume 100 ml

Combien de grammes de NaCl ai-je besoin pour préparer une solution de NaCl à 2 molaires ?

→ Concentration = 2M, Volume de la solution = 100 ml → Donc,

Il y a deux façons pour résoudre ce problème

Méthode 1

2 mole de NaCl présente dans 1000 ml [ou 1 litre] de solvant (H₂O)

Et on sait que :
$$n = \frac{\text{Masse (g)}}{\text{Masse molaire (g/mol)}}$$

[2 mole = masse (g) / 58.5] → masse (g) = 2 x 58.5 = 117 g.

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

(En sachant que la masse molaire de NaCl = 58,5 = (35,5 + 23))

Ce poids est nécessaire si un volume de 1000 ml doit être préparé.

Puisque nous devons préparer seulement un volume de 100 ml.

$$\begin{array}{ccc} 117 \text{ g} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 1000 \text{ ml.} & \longrightarrow & [(100 \times 117)/1000] = 11,7 \text{ g} \\ \swarrow \quad \searrow & & \\ ? \text{ g} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 100 \text{ ml.} & & \end{array}$$

Donc on va dissoudre 11,7 g de NaCl dans un petit volume d'eau distillé, puis compléter le volume jusqu'à 100 ml (le trait de jauge).

Méthode 2

On sait que :
$$\text{Molarité} = C = \frac{\text{Nombre de moles de soluté}}{\text{Volume de solution (e litre)}} = \frac{n}{V} = \frac{m}{V \times M}$$

Molarité = 2M

Volume de la solution = 100 ml \longrightarrow convertir en L = 100/1000 = 0,1L

Masse moléculaire = 58,5 g / mole

Masse = ? Alors :

Masse = molarité x volume (L) x masse molaire = 2 x 0,1 x 58,5 = 11,7 g

Ainsi, on va dissoudre 11,7 g de NaCl dans un petit volume d'eau distillé, puis compléter le volume jusqu'à 100 ml (le trait de jauge).

Pratiquement comment préparer 2M de NaCl (schéma. 1) :

1. Placez un bécher dans une balance et mettez la balance à zéro.
2. Pesez 11,7 grammes de NaCl dans le bécher et dissolvez-le dans un peu d'eau (moins de 100 ml).
3. Une fois le solide dissous, le volume est transféré dans une fiole jaugée de 100 ml.
4. Porté à un volume final de 100 ml (jusqu'au trait de jauge) par de l'eau.

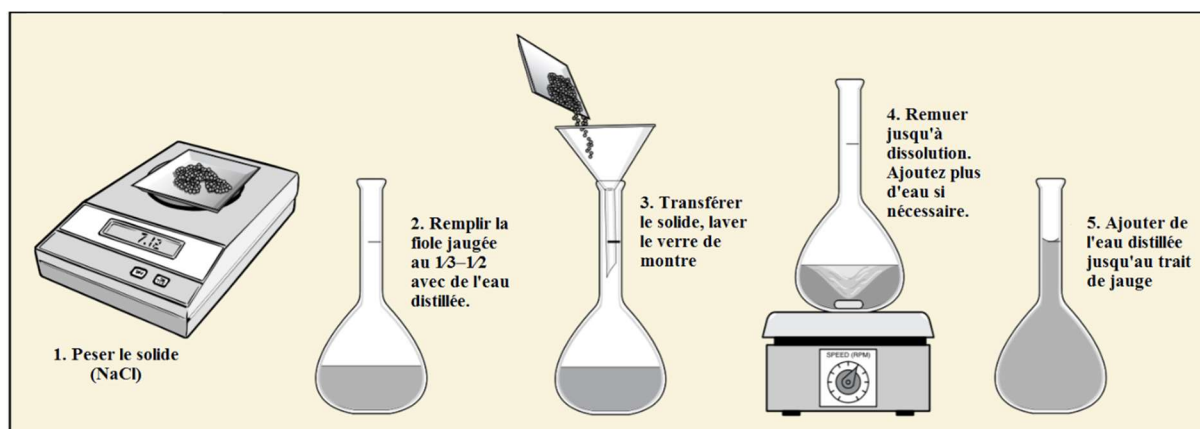


Schéma 1. Comment préparer une solution

TP n°3 : Préparation d'une solution par dissolution et par dilution

II. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère

Remarque :

- Afin de calculer le volume de la solution mère nécessaire pour une préparation donnée, la densité de la solution mère doit être fournie.

- La concentration de nombreux acides commerciaux est donnée en pourcentage massique ($\frac{m}{m} \%$ ou $\frac{W}{W} \%$)

De combien de ml d'HCl concentré avons-nous besoin pour préparer une solution d'HCl de 0,4 M ?

Masse = volume (ml) x d x $\frac{m}{m} \%$ (en décimal)



Note importante ! : Le volume dans cette formule n'est pas le volume requis dans la question, c'est le volume de HCl concentré qu'il faut ajouter pour faire la solution.

Nous devons d'abord calculer le poids comme suit :

À partir de la formule de molarité $\longrightarrow n = \text{Molarité} \times \text{volume en litre} = 0,4 \times 0,1 = 0,04 \text{ mole}$

$\longrightarrow m = n \times M = 0,04 \times 36,5 = 1,46 \text{ g}$

$m = V \times d \times \frac{m}{m} \% \longrightarrow 1,46 = V \times 1,15 \times 0,36 \longrightarrow V = 3,53 \text{ ml.}$

Ainsi, 3,53 ml de solution mère (c'est-à-dire d'HCl concentré) est nécessaire et le volume est complété à 100 ml par l'ajout d'eau distillé.

5- Compte rendu

1. Un étudiant doit préparer 1 L d'une solution de NaCl 1M, laquelle des méthodes suivantes est la plus précise pour préparer la solution ? Pourquoi ?

a) Peser soigneusement 58,5 g de NaCl solide, le dissoudre dans 300 ml d'eau, puis ajouter 700 ml d'eau.

b) Peser soigneusement 58,5 g de NaCl solide, le dissoudre dans un petit volume d'eau puis porter le volume final à 1 L en ajoutant de l'eau.

2. Énumérez les points les plus importants à prendre en compte lors de la préparation d'une solution.

3. Une solution a été préparée en prenant 6 ml d'une solution 0,22 M, puis le volume a été complété à un volume final de 30 ml. Quelle est la concentration de la solution finale ?

4. Comment prépareriez-vous 80 ml d'une dilution 1:25 d'une solution de KCl 2,1 M ?

5. Comment prépareriez-vous 50 ml d'une solution de NaCl à 6%?

TP N°4 : Mesure de la densité

Introduction

La densité est un concept fondamental en sciences ; vous le verrez tout au long de vos études. Elle est utilisée assez souvent pour identifier les roches et les minéraux car la densité des substances change rarement de manière significative. Par exemple, l'or aura toujours une densité de $19,3 \text{ g/cm}^3$; si un minéral a une densité autre que celle-là, ce n'est pas de l'or.

Vous avez probablement une sensation intuitive de densité dans les matériaux que vous utilisez souvent. Par exemple, les éponges sont de faible densité ; ils ont une faible masse par unité de volume. Vous n'êtes pas surpris quand une grande éponge est facile à soulever. En revanche, le fer est dense. Si vous prenez une poêle en fer, vous vous attendez à ce qu'elle soit lourde. Les étudiants, et même les enseignants, confondent souvent masse et densité. Les mots lourds et légers se réfèrent à eux seuls à la masse et non à la densité. Une très grosse éponge peut peser beaucoup (avoir une masse élevée), mais sa densité est faible car elle pèse encore très peu par unité de volume. Pour la densité, vous devez également tenir compte de la taille ou du volume de l'objet.

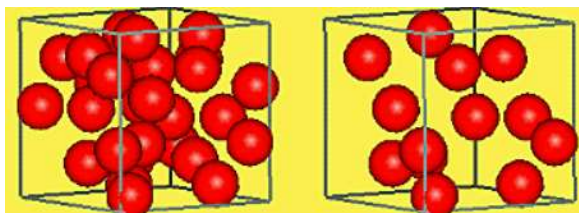


Figure 1. Une boîte avec plus de particules sera plus dense que la même boîte avec moins de particules

1. La densité.

La densité, ρ , d'un objet est définie comme le rapport de sa masse à son volume. La densité peut être utile pour identifier les substances. C'est aussi une propriété pratique car elle fournit un lien (ou facteur de conversion) entre la masse et le volume d'une substance. Le symbole de la densité est la lettre grecque rho ρ :

$$\rho = \frac{m}{v} \left[\frac{g}{\text{cm}^3} \right] \text{ ou } \left[\frac{Kg}{\text{m}^3} \right]$$

Équation : La densité réelle ρ en kg/m^3 ou g/cm^3 d'un liquide est définie comme sa masse m divisée par son volume V . La masse 'm' correspond au poids dans le vide et est indépendante des conditions externes telles que la flottabilité dans l'air ou la gravité.

La masse et le volume sont des propriétés étendues (ou extrinsèques) de la matière - elles dépendent de la quantité. La densité, propriété intensive (ou intrinsèque), est une sorte de facteur de «lourdeur». En termes macroscopiques, la densité reflète la quantité de masse emballée dans un espace tridimensionnel donné. Typiquement, les densités sont rapportées en g/ml ou g/cm^3 (qui sont équivalentes car $1 \text{ ml} \equiv 1 \text{ cm}^3$). Expérimentalement, des mesures de

TP n°4 : Mesure de la densité

masse et de volume sont nécessaires pour calculer la densité. Le volume est une quantité d'espace, en trois dimensions, qu'un échantillon de matière occupe. Le nombre et la phase des molécules dans l'échantillon déterminent principalement le volume d'une substance.

Un cocktail multicouche (Fig. 2) : les fluides de densité plus élevée tels que les jus ou le sirop couleront ; ils sont plus lourds et ont moins de flottabilité. Les fluides de moindre densité comme l'alcool ou l'eau ont plus de flottabilité, ils nagent sur le dessus (Tableau 1).

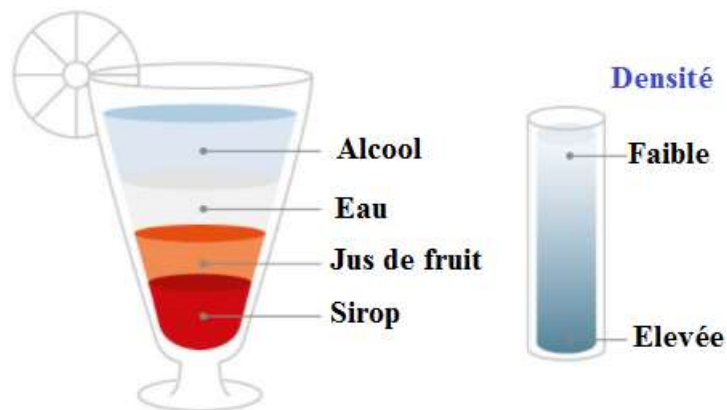


Figure 02. Les effets de la densité

Tableau 1. Densités des fluides courants à 20° C.

Fluides	ρ [g/cm ³]
Air	0.00120
Ethanol (Alcool)	0.79
Eau	0.99820
Jus de fruit	1.042
Sirop	1.40

2. Ce qui affecte la densité

a) Température

Le volume et l'état d'un matériau changent avec la température. La température a donc une influence importante sur la densité. Par conséquent, une mesure précise de la densité nécessite une détermination précise de la température et une bonne stabilité de la température. Un excellent exemple de la dépendance à la température de la densité est le thermomètre. Avec l'augmentation de la température, le volume d'alcool à l'intérieur du thermomètre se dilate et augmente. Même masse mais plus de volume signifie moins de densité.

La température est un facteur vital pour une mesure précise de la densité, dans laquelle vous avez besoin d'un contrôle précis de la température ou d'algorithmes de compensation. Une

TP n°4 : Mesure de la densité

différence de température de 0,1° C peut entraîner une erreur de densité allant jusqu'à 0,0001 g/cm³.

b) Pression atmosphérique et altitude

La pression atmosphérique et l'altitude locales ont également un impact sur la densité des liquides et les densimètres modernes compensent ces facteurs d'influence afin qu'ils n'affectent pas les résultats.

c) Viscosité

Selon la façon dont vous mesurez la densité, la viscosité de la substance peut affecter le résultat. Lors d'une mesure avec un densimètre numérique, par exemple, la fréquence d'oscillation mesurée dépend non seulement de la densité de l'échantillon rempli mais également de sa viscosité. En raison de l'oscillation du tube, des forces de cisaillement (une sorte de frottement) se produisent entre le fluide et la paroi du tube et entraînent un amortissement. L'amortissement augmente avec l'augmentation de la viscosité de l'échantillon, ce qui entraîne une sur-lecture de la densité (la valeur de densité indiquée est trop élevée). Les densimètres modernes compensent cet effet et effectuent automatiquement une correction de viscosité en utilisant une technique spéciale dans laquelle deux modes d'oscillation différents sont appliqués.

d) Anomalie de l'eau

L'eau est un liquide unique et atteint la densité maximale à une température de 3,98 ° C. À partir de 3,98 ° C, le volume d'eau augmente et devient moins dense. Il en va de même lorsque l'eau est refroidie, mais inversement. Cette anomalie fait geler les lacs de haut en bas et l'eau qui est plus froide que 4 ° C gèle et nage sur le dessus.

3. Unités de densité

Une propriété physique telle que la densité est étudiée pour plusieurs raisons et est donc rapportée en plusieurs unités. L'unité de densité la plus fréquente est le kilogramme par mètre cube (kg/m³), utilisé par exemple en pétrochimie. Dans d'autres industries, la densité est indiquée en gramme par centimètre cube (g/cm³). Le facteur de conversion dans ce cas est de 1000 (1 g/cm³ = 1000 kg/m³). La densité peut également être indiquée en kilogramme par litre (kg/L) ou en gramme par litre (g/l).

4. Densité réelle et densité apparente

La densité réelle ρ est souvent confondue avec la densité apparente ρ_{app} . La densité apparente d'un échantillon est le poids dans l'air par volume :

$$\rho_{app} = \frac{m}{V}$$

Équation : La densité apparente ρ_{app} d'un échantillon est définie comme le poids dans l'air W divisé par le volume de l'échantillon V .

TP n°4 : Mesure de la densité

Les valeurs de densité apparente et de densité réelle sont différentes, même si leurs unités sont identiques. La densité réelle de l'air à 20 ° C mesurée dans un densimètre est de 0,0012 g/cm³ alors que la densité apparente de l'air à 20 ° C est de 0,0000 g/cm³ - l'air sur une balance ne donne pas de lecture.

La densité apparente peut être calculée à partir de la densité réelle en tenant compte de la flottabilité de l'échantillon dans l'air et du poids et de la densité d'un poids de référence en acier ou en laiton. De nos jours, l'acier est défini comme le matériau de choix pour les poids. Avant, le laiton était utilisé.

$$\rho_{app} = \frac{\rho_{réelle} - \rho_{air}}{1 - \frac{\rho_{air}}{\rho_{acier\ ou\ laiton}}}$$

Équation : Conversion de la densité réelle d'un échantillon $\rho_{réelle}$ en densité apparente ρ_{app} . Cette conversion prend en compte la densité réelle de l'air ($\rho_{air} \approx 0,0012 \text{ g/cm}^3$) et la densité réelle du laiton ($\rho_{laiton} = 8,4 \text{ g/cm}^3$) ou de l'acier ($\rho_{acier} = 8,0 \text{ g/cm}^3$).

Quand utilisons-nous la densité apparente ? Lors de la détermination des volumes de remplissage avec une balance à partir d'un résultat de densité, la densité apparente est la valeur requise, par exemple

5. Comment déterminer la densité ?

La densité n'est pas quelque chose qui est directement mesuré. En règle générale, si vous voulez connaître la densité de quelque chose, vous le pèserez et vous mesurerez ensuite son volume.

Exemple

Vous ramassez un rocher et le ramenez au laboratoire, où vous le pesez et constatez que sa masse est de 1000 g. Vous déterminez ensuite que le volume est de 400 cm³. Quelle est la densité de votre bloc ?

Réponse

La densité est la masse divisée par le volume,

Dans ce cas, la masse est de 1000g et le volume de 400 cm³, vous divisez donc 1000g par 400 cm³ pour obtenir 2,5 g/cm³.

Une autre chose délicate à propos de la densité est que vous ne pouvez pas ajouter de densités. Si j'ai une roche composée de deux minéraux, l'un avec une densité de 2,8 g/cm³, et l'autre avec une densité de 3,5 g/cm³, la roche aura une densité comprise entre 3,5 et 2,8 g/cm³, pas une

TP n°4 : Mesure de la densité

densité de $6,3 \text{ g/cm}^3$. En effet, la masse et le volume des deux minéraux seront ajoutés, et donc, lorsqu'ils sont divisés pour obtenir la densité, le résultat sera entre les deux.

Les densités typiques des gaz sont de l'ordre du millième de gramme par centimètre cube. Les liquides ont souvent des densités d'environ $1,0 \text{ g/cm}^3$, et en effet, l'eau douce a une densité de $1,0 \text{ g/cm}^3$. Les roches ont en général une densité d'environ 3 g/cm^3 , et les métaux ont souvent des densités supérieures à 6 ou 7 g/cm^3 .

6. Comment calculer la gravité spécifique ?

Pour calculer la gravité spécifique (GS) d'un objet, vous comparez la densité de l'objet à la densité de l'eau

$$G. S = \frac{\text{Densité de l'obj}}{\text{Densité de l'eau}}:$$

Parce que la densité de l'eau en g/cm^3 est de 1.0, la GS d'un objet sera presque la même que sa densité en g/cm^3 . Cependant, la gravité spécifique est un nombre sans unité et est la même dans le système métrique ou dans tout autre système de mesure. C'est très utile pour comparer la densité de deux objets. Étant donné que la gravité spécifique est sans unité, peu importe si la densité a été mesurée en g/cm^3 .

Exemple

Vous avez un échantillon de basalte d'une densité de 210 lb/pi^3 . La densité de l'eau est de $62,4 \text{ lb/pi}^3$. Quelle est la gravité spécifique du basalte ?

Réponse

La gravité spécifique est la densité de la substance divisée par la densité de l'eau, donc :

Nous divisons donc le basalte (210 lb/pi^3) par la densité de l'eau ($62,4 \text{ lb/pi}^3$), et obtenons ainsi : $G. S = 3,37$.

7. Pourquoi devrais-je calculer la densité ou la gravité spécifique ?

Les densités sont nécessaires pour de diverses utilisations. L'un des plus critiques est que la densité d'une substance déterminera si elle flottera sur une autre. Les substances moins denses flotteront sur (ou passeront à travers) des substances plus denses. Voici quelques exemples de la façon dont cela explique les événements quotidiens :

- Vous êtes-vous demandé pourquoi les montgolfières se lèvent ? Lorsque l'air est chauffé, il devient moins dense jusqu'à ce que la densité totale du ballon soit inférieure à celle de l'atmosphère ; Une montgolfière flotte littéralement sur l'air plus dense et plus froid.

TP n°4 : Mesure de la densité

- Avez-vous déjà remarqué dans un lac ou dans l'océan que l'eau est plus chaude à la surface et plus froide au fond ? En effet, l'eau plus chaude est légèrement moins dense et, par conséquent, flotte sur l'eau plus dense et plus froide.
- Savez-vous pourquoi les volcans éclatent ? La principale raison pour laquelle le magma remonte à la surface pour éclater sur les volcans est qu'il est moins dense que les roches qui l'entourent.

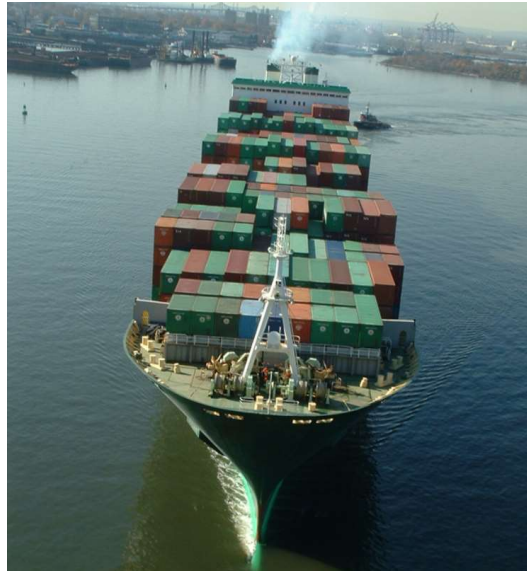


Figure 03. Cet énorme bateau pèse beaucoup, mais sa densité doit être inférieure à 1 g/cm^3 car il flotte.

Conclusion

La densité est un concept fondamental en physique et en ingénierie. Non seulement elle est intimement liée à la masse d'un objet, mais la densité est également essentielle pour déterminer si quelque chose va flotter lorsqu'il est placé à la surface d'un fluide. Bien que la densité ne soit pas importante au même titre que les forces fondamentales, elle reste l'une des choses les plus importantes que vous puissiez savoir sur une substance.

Brochure du TP 4

Mesure de la densité

1. Introduction

Toute matière a une masse et un volume. La masse est une mesure de la quantité de matière d'un objet. Sa mesure est généralement donnée en grammes (g) ou en kilogrammes (kg). Le volume est la quantité d'espace qu'un objet occupe. Il existe de nombreuses unités de volume, notamment les litres (l), les mètres cubes (m³) et les gallons (gal).

La masse et le volume sont des propriétés physiques de la matière et peuvent varier selon les objets. Par exemple, il est possible que deux pièces de métal soient fabriquées à partir du même matériau, mais qu'une pièce soit plus grande que l'autre. Si le premier morceau de métal est deux fois plus grand que le second, alors vous vous attendez à ce que ce morceau soit également deux fois plus lourd (ou ait deux fois la masse) que le premier. Si les deux pièces de métal sont faites du même matériau, le rapport masse/volume sera le même.

2. Comment calculer la densité d'un objet solide.

a. La formule pour déterminer la densité (ρ) d'un objet équivaut à sa masse (m) en grammes, divisée par le volume de l'objet (v), en millilitres, ou $\rho = m / v$. Afin de déterminer la densité, nous devons déterminer la masse et le volume

b. Afin d'acquérir une compréhension du processus de calcul de la densité, nous travaillerons à travers la densité de plusieurs objets. Pour calculer la masse, vous pouvez utiliser une balance électronique.

c. Commencez par brancher la balance ; les élèves doivent ensuite appuyer sur le bouton de réinitialisation / zéro. Cela réinitialisera la balance à zéro, permettant ainsi de calculer la mesure sans avoir à être soustraite s'il y avait un poids initial sur la balance.

d. Enregistrez la masse

e. Maintenant, pour trouver le volume d'un objet solide, nous pouvons utiliser le déplacement comme moyen de calculer le volume.

f. Remplissez un cylindre gradué de 1 L par exemple surdimensionné avec une quantité définie de 500 ml d'eau et notez ci-dessous.

g. Placez l'objet dans le cylindre. Enregistrez le volume dans «Volume avec objet» ci-dessous. (N'oubliez pas de mesurer le bas du ménisque)

h. Pour trouver le volume total déplacé, soustrayez le volume initial et le volume de l'objet.

i. Pour calculer la densité, divisez la masse en grammes par le volume déplacé en millilitres.

TP n°4 : Mesure de la densité

Exemple : Un bloc de bois a une masse de 8 g et occupe un volume de 10 cm³. Quelle est sa densité ?

Solution : La densité sera : $\frac{8g}{10cm^3} = 0.8g/cm^3$

Cela signifie que chaque centimètre cube de ce bois aura une masse de 0,8 gramme.

2. Équipement et réactifs

Équipement	Produits chimiques
<ul style="list-style-type: none">• Balance électronique.• Eprouvette graduée.• Pissette d'eau.	<ul style="list-style-type: none">• Un Morceau de fer, d'aluminium et de cuivre)• Eau, alcool et huile).

3. Mode opératoire.

Activité 1 : Déterminez la densité d'un objet de forme régulière.

Obtenez un ensemble d'objets de formes régulières et différentes (cube, cylindre, sphère, etc.) qui sont faits du même matériau (Fer). Calculez la densité en mesurant la masse et le volume de vos échantillons.

Mesurer la masse

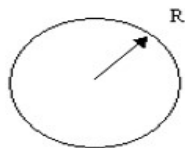
Mesurez la masse de vos échantillons à l'aide de la balance fournie. Vous ferez cette mesure trois fois et calculerez la moyenne. Enregistrez vos résultats dans le tableau ci-dessous.

	Echantillon 1	Echantillon 2
1		
2		
3		
Moy		

Mesurer le volume

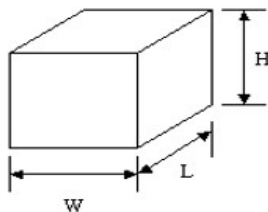
Pour déterminer le volume d'un objet de forme régulière, il existe des équations standard qui peuvent être utilisées. Les équations pour trois formes courantes sont données ci-dessous.

TP n°4 : Mesure de la densité



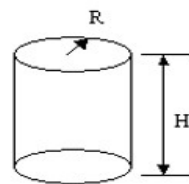
Sphère

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot R^3$$



Cube

$$V = L \cdot W \cdot H$$



Cylindre

$$V = \frac{\pi}{4} \cdot R^2 \cdot H \quad (1)$$

Mesurez les dimensions (en cm) pertinentes de votre échantillon et notez les mesures dans les tableaux ci-dessous.

Échantillon n ° 1

	Longueur	Largeur	Hauteur
1			
2			
3			
Moy			

Calculez le volume de l'échantillon n° 1 à l'aide des équations (1).

Échantillon n ° 2

	Longueur	Largeur	Hauteur
1			
2			
3			
Moy			

Calculez le volume de l'échantillon n° 2 à l'aide des équations (1).

Calculer la densité

Echantillon	Volume (cm ³)	Masse (g)	Densité (g/cm ³)

TP n°4 : Mesure de la densité

Même si les deux objets ont une forme et un volume différents, qu'avez-vous observé concernant la densité des échantillons :

Contrairement à la masse et au volume qui peuvent être différents pour chaque spécimen, tous les objets faits du même matériau auront la même densité. Pour cette raison, la densité est souvent utilisée pour identifier des substances inconnues ou pour déterminer la composition en pourcentage. Les densités de diverses substances sont données dans le tableau 1.

Tableau 1. Densité des substances solides.

Solides	Densité g/cm ³
Plomb	11.37
Argent	10.57
Cuivre	8.92
Laiton	8.90
Nickel	8.57
Fer	7.90
Aluminium	2.67
Marbre	2.60 – 2.84
Granit	2.65
Caoutchouc	1.10 – 1.19
Chêne	0.80
Pin	0.35 – 0.50

Exemple : Un bloc de bois a une masse de 4 g et occupe un volume de 5 cm³. Quel est le type de ce bois ?

Solution : La densité sera : $\frac{4g}{5cm^3} = 0.8g/cm^3$

D'après le tableau ci-dessus, le seul bois avec cette densité est le chêne.

Activité 2 : Déterminez la densité d'un objet de forme irrégulière.

Obtenez un ensemble d'échantillons de forme irrégulière (aluminium et cuivre). Calculez la densité en mesurant la masse et le volume.

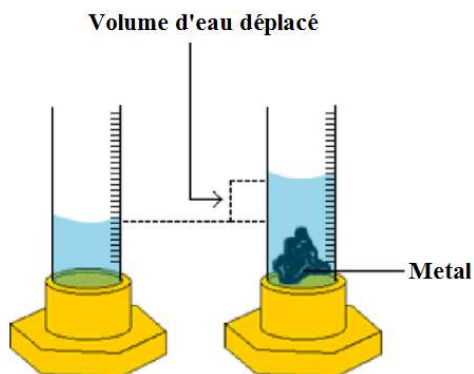
Mesurer la masse

	Echantillon 1	Echantillon 2
1		
2		
3		
Moy		

TP n°4 : Mesure de la densité

Mesurer le volume

Le volume d'un objet de forme irrégulière peut être déterminé en mesurant la quantité d'eau qu'il déplace. Mettre de l'eau à l'intérieur d'une éprouvette graduée. Notez le niveau de l'eau. Immergez votre échantillon et marquez le nouveau niveau d'eau.



$$\text{Volume d'eau déplacée} = \text{Volume final} - \text{Volume initial}$$

$$\text{Volume d'eau déplacée} = \text{Volume de solide}$$

	Echantillon 1	Echantillon 2
Volume final de l'eau		
Volume initial de l'eau		
Volume de l'échantillon		

Calculer la densité

Echantillon	Volume (cm ³)	Masse (g)	Densité (g/cm ³)

Activité 3 : Déterminer la densité d'un liquide

Calculez la densité en mesurant la masse et le volume de votre échantillon liquide.

(Un groupe utilisera l'eau, un autre l'alcool et un troisième l'huile)

TP n°4 : Mesure de la densité

Mesurer la masse

	Echantillon
1	
2	
3	
Moy	

Mesurer le volume

	Echantillon 1
Volume	

Calculer la densité

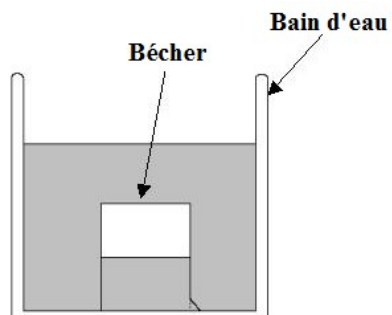
Echantillon	Volume (cm ³)	Masse (g)	Densité (g/cm ³)

Tableau 2. Densité de certaines substances liquides

Liquides	Densité (g/cm ³)
Mercure	13.60
Glycérine	1.26
Lait	1.03
Eau de mer	1.02
L'eau	1.00
Alcool	0.79
Essence	0.67

Activité 4 : Déterminer la densité d'un gaz

Un gaz peut être comprimé afin que la densité d'un gaz puisse changer.



TP n°4 : Mesure de la densité

1. Placer un bécher dans un bain rempli d'eau de façon à ce que le bécher soit environ $\frac{1}{2}$ rempli d'eau et l'autre $\frac{1}{2}$ air. (Vous devrez peut-être laisser sortir un peu d'air en inclinant le bécher.)

2. Ajoutez de l'eau dans le bain.

a. Qu'arrive-t-il au niveau d'eau à l'intérieur du bécher ?

b. De l'air s'est-il échappé du bécher ? La quantité d'air à l'intérieur du bécher a-t-elle changé ?

c. Qu'arrive-t-il à la densité de l'air à l'intérieur du bécher lorsque vous ajoutez de l'eau ?

5- Compte rendu

Problème 1 : Vous avez un rocher d'un volume de 15 cm^3 et d'une masse de 45 g. Quelle est sa densité ?

Problème 2 : Vous avez une roche différente avec un volume de 30 cm^3 et une masse de 60 g. Quelle est sa densité ?

Problème 3 : Vous décidez que vous voulez ramener un rocher à la maison depuis la plage. Il mesure 30 centimètres de chaque côté et a donc un volume de $27\,000 \text{ cm}^3$. Il est fait de granit, qui a une densité typique de $2,8 \text{ g/cm}^3$. Combien pèsera ce rocher ?

Problème 4 : Des roches sont parfois utilisées le long des côtes pour empêcher l'érosion. Si une roche doit peser 2000 kilogrammes (environ 2 tonnes) pour ne pas être déplacée par les vagues, quelle doit être la taille (quel volume) ? Vous utilisez du basalte, qui a une densité typique de 3200 kg/m^3 .

Problème 5 : Un cube de couleur dorée vous est remis. La personne veut que vous l'achetiez pour 100 \$, en disant que c'est une pépite d'or. Vous sortez votre ancien texte de géologie et recherchez de l'or dans le tableau des minéraux, et lisez que sa densité est de $19,3 \text{ g/cm}^3$. Vous mesurez le cube et constatez qu'il mesure 2 cm de chaque côté et pèse 40 g. Quelle est sa densité ? Est-ce de l'or ? Devriez-vous l'acheter ?

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

TP N°5 : Recherche des groupements fonctionnels



Introduction

Les groupes fonctionnels sont de petits groupes d'atomes qui présentent une réactivité caractéristique. Un groupe fonctionnel particulier affichera presque toujours son comportement chimique distinctif lorsqu'il est présent dans un composé. En raison de leur importance dans la compréhension de la chimie organique, les groupes fonctionnels ont des noms spécifiques qui se retrouvent souvent dans la dénomination des composés individuels incorporant les groupes.

Au fur et à mesure que nous progressons dans notre étude de la chimie organique, il deviendra extrêmement important de pouvoir reconnaître rapidement les groupes fonctionnels les plus courants, car ce sont les éléments structurels clés qui définissent la réaction des molécules organiques. Pour l'instant, nous ne nous soucierons que de dessiner et de reconnaître chaque groupe fonctionnel, tel que représenté par Lewis et les structures linéaires. Une grande partie du reste de votre étude de la chimie organique sera consacrée à l'apprentissage de la façon dont les différents groupes fonctionnels ont tendance à se comporter dans les réactions organiques

1. Comment identifier un groupe fonctionnel

Si à première vue il peut sembler extrêmement difficile d'identifier un composé organique, une telle identification peut être abordée à travers un protocole systématique et bien défini, et les tactiques employées consistent essentiellement en une élimination successive et progressive des possibilités structurales.

Habituellement, la procédure commence par l'identification des propriétés organoleptiques de la substance inconnue et se poursuit par une série de tests chimiques afin de déterminer les composants (autres que C ou H). Lorsqu'ils sont suffisamment clairs, la procédure continuera à identifier les groupes fonctionnels présents dans la molécule, en utilisant généralement un test de solubilité. Une fois déterminés, l'étape suivante consiste à préparer des dérivés, ce qui permettra une identification claire de la substance en les comparant à ceux décrits dans la littérature.

Avec une substance organique inconnue, le protocole d'identification doit commencer par effectuer une analyse élémentaire qualitative (et quantitative, si possible) des éléments constitutifs, déterminant ainsi la nature des éléments présents dans la molécule et la proportion dans laquelle ils se produisent. L'analyse quantitative implique généralement la combustion d'un poids donné de la substance, déterminant chromatographiquement (ou gravimétriquement) la quantité et la nature des gaz formés lors de la combustion.

Pour l'analyse qualitative, la méthode la plus courante (et / ou la plus simple) est appelée le test de Lassaigne ou fusion de sodium, qui est la minéralisation de la substance organique, transformant les éléments présents en un groupe d'anions facilement identifiables :

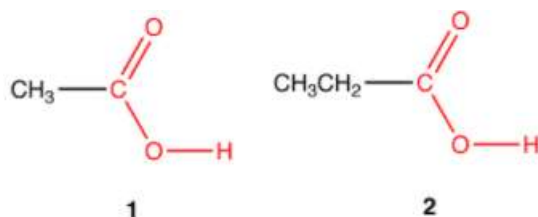


2. Groupe fonctionnel

Les propriétés chimiques d'une molécule organique ne sont pas déterminées par la molécule entière mais par une région spécifique qu'elle contient, appelée groupe fonctionnel de la molécule.

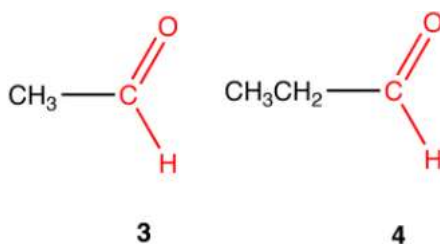
Exemple 1 :

Les composés 1 et 2 ont des propriétés chimiques similaires, c'est-à-dire qu'ils réagissent avec les mêmes réactifs dans des conditions similaires pour donner des produits similaires. La raison en est que le groupe COOH est commun à 1 et 2. Autrement dit, le groupe COOH, appelé groupe acide carboxylique, est le groupe fonctionnel en 1 et 2.



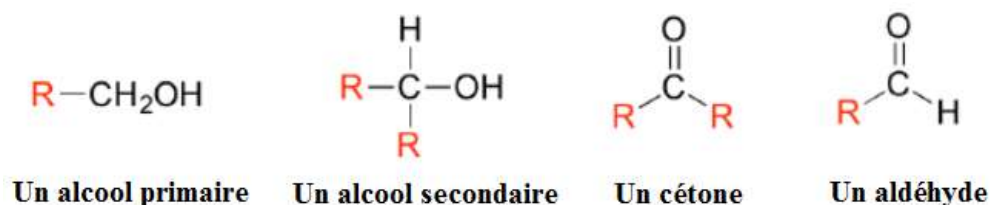
Exemple 2:

Les composés 3 et 4 ont des propriétés chimiques similaires car le groupe CHO est commun à la fois à 3 et à 4. Autrement dit, le groupe CHO, appelé groupe aldéhyde, est le groupe fonctionnel en 3 et 4.



3. Dessiner des structures organiques abrégées

Souvent, lorsqu'ils dessinent des structures organiques, les chimistes trouvent pratique d'utiliser la lettre «R» pour désigner une partie d'une molécule en dehors de la région d'intérêt. Si nous voulons simplement faire référence en général à un groupe fonctionnel sans dessiner une molécule spécifique, par exemple, nous pouvons utiliser des "groupes R" pour focaliser l'attention sur le groupe d'intérêt :



Le groupe «R» est un moyen pratique d'abrégé les structures de grandes molécules biologiques, en particulier lorsque nous nous intéressons à quelque chose qui se produit spécifiquement à un endroit de la molécule.

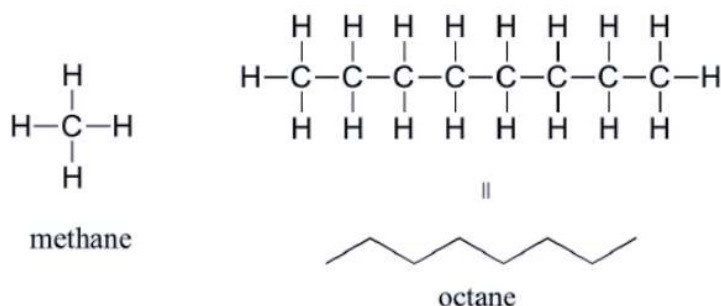
4. Groupes fonctionnels communs

Dans les sections suivantes, de nombreux groupes fonctionnels communs trouvés en chimie organique seront décrits.

Hydrocarbures

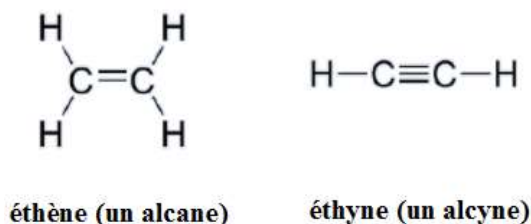
- Alcanes

Le groupe fonctionnel le plus simple en chimie organique (qui est souvent ignoré lors de la liste des groupes fonctionnels) est appelé un alcane, caractérisé par des liaisons simples entre deux carbones et entre le carbone et l'hydrogène. Quelques exemples d'alcanes comprennent le méthane, CH₄, est le gaz naturel que vous pouvez brûler dans votre four ou sur une cuisinière.



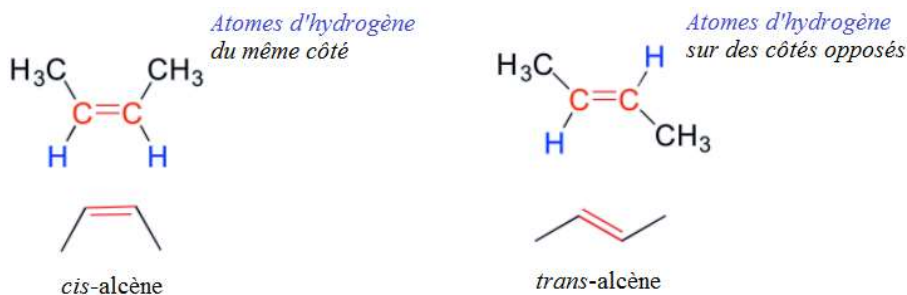
- Alcènes et alcynes

Les alcènes (parfois appelés oléfines) ont des doubles liaisons carbone-carbone et les alcynes ont des triples liaisons carbone-carbone. L'éthène, l'exemple d'alcène le plus simple, est un gaz qui sert de signal cellulaire dans les fruits pour stimuler la maturation. (Si vous voulez que les bananes mûrissent rapidement, mettez-les dans un sac en papier avec une pomme - la pomme émet du gaz éthène, ce qui déclenche le processus de maturation des bananes). L'éthylène, communément appelé acétylène, est utilisé comme combustible dans les chalumeaux de soudage.



Les alcènes ont une géométrie d'électrons plans trigonaux (en raison des orbitales hybrides sp^2 au niveau des carbones d'alcène) tandis que les alcynes ont une géométrie linéaire (en raison des orbitales hybrides sp au niveau des carbones d'alcyne). De plus, de nombreux alcènes peuvent prendre deux formes géométriques : *cis* ou *trans* (ou *Z* et *E*). Les formes *cis* et *trans* d'un alcène donné sont des molécules différentes avec des propriétés physiques différentes, il existe une barrière énergétique très élevée à la rotation autour d'une double liaison. Dans l'exemple ci-dessous, la différence entre les alcènes *cis* et *trans* est évidente.

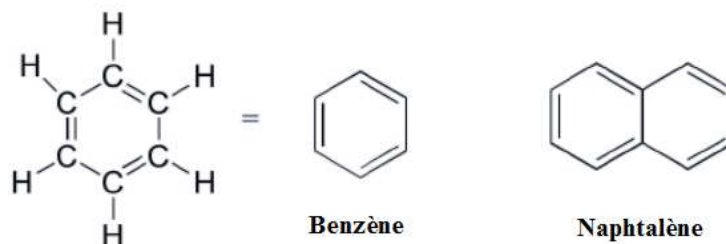
TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels



Les alcanes, alcènes et alcynes sont tous classés comme des **hydrocarbures**, car ils sont composés uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène. On dit que les alcanes sont des hydrocarbures saturés, car les carbones sont liés au nombre maximal d'hydrogènes possible - en d'autres termes, ils sont saturés d'atomes d'hydrogène. Les carbones à double et triple liaison dans les alcènes et les alcynes ont moins d'atomes d'hydrogène liés à eux - ils sont donc appelés hydrocarbures insaturés.

- **Aromatiques**

Le **groupe aromatique** est illustré par le benzène (un solvant couramment utilisé dans le laboratoire organique) et le naphthalène, un composé avec une odeur distinctive de «naphthaline». Les groupes aromatiques sont des structures annulaires planes (plates) et sont répandus dans la nature.

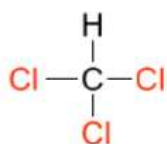


5. Groupes fonctionnels avec des liaisons simples de carbone liées à d'autres atomes

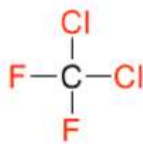
- **Les halogénures**

Lorsque le carbone d'un alcane est lié à un ou plusieurs halogènes, le groupe est appelé halogénure **d'alkyle** ou **haloalcane**. La présence d'un atome d'halogène (F, Cl, Br ou I) est souvent représentée par X en raison de la chimie similaire des halogènes. Le chloroforme est un solvant utile en laboratoire et a été l'un des premiers anesthésiques utilisés en chirurgie. Le chlorodifluorométhane a été utilisé comme réfrigérant et dans les aérosols jusqu'à la fin du XXe siècle, mais son utilisation a été interrompue après avoir découvert qu'il avait des effets nocifs sur la couche d'ozone. Le bromoéthane est un simple halogénure d'alkyle souvent utilisé en synthèse organique.

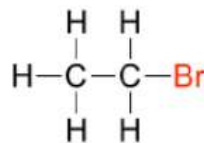
TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels



trichloromethane



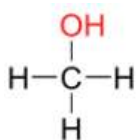
dichlorodifluoromethane



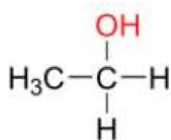
bromoethane

• Alcools et thiols

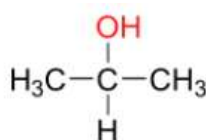
Dans le groupe fonctionnel **alcool**, un carbone est lié de manière simple à un groupe OH (le groupe OH, en lui-même, est appelé **un hydroxyle**). À l'exception du méthanol, tous les alcools peuvent être classés comme primaires, secondaires ou tertiaires. Dans un **alcool primaire**, le carbone lié au groupe OH est également lié à un seul autre carbone. Dans un **alcool secondaire** et un **alcool tertiaire**, le carbone est lié à deux ou trois autres carbones, respectivement. Lorsque le groupement hydroxyle est lié directement à un cycle aromatique, le groupe qui résulte est appelé **un phénol**.



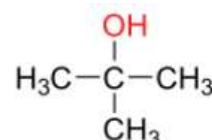
Méthanol



Alcool primaire

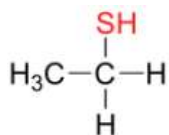


Alcool secondaire

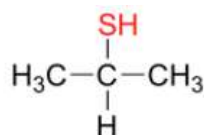


Alcool tertiaire

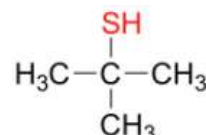
L'analogue de soufre d'un alcool est appelé **un thiol** (le préfixe thio, dérivé du grec, se réfère au soufre).



Thiol primaire



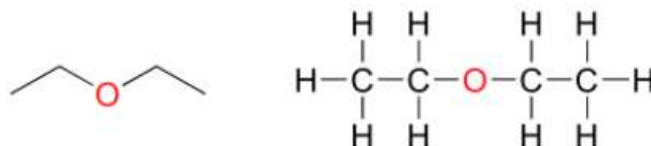
Thiol secondaire



Thiol tertiaire

• Éthers et sulfures

Dans un groupe fonctionnel **éther**, un oxygène central est lié à deux carbones. Vous trouverez ci-dessous la ligne et les structures de Lewis de l'éther diéthylique, un solvant de laboratoire courant et également l'un des premiers agents d'anesthésie médicale.



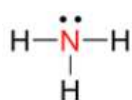
Dans les **sulfures**, l'atome d'oxygène d'un éther est remplacé par un atome de soufre.

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

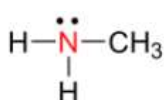


• Les amines

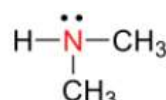
Les amines sont caractérisées par des atomes d'azote avec des liaisons simples lié à l'hydrogène et au carbone. Tout comme il existe des alcools primaires, secondaires et tertiaires, il existe des amines primaires, secondaires et tertiaires. L'ammoniac est un cas particulier sans atome de carbone.



Ammoniac



Amine primaire

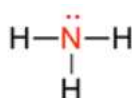


Amine secondaire

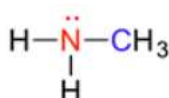


Amine tertiaire

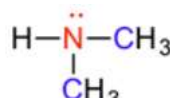
L'une des propriétés les plus importantes des amines est qu'elles sont basiques et sont facilement protonées pour former des cations ammonium. Dans le cas où un azote a quatre liaisons lié au carbone (ce qui est quelque peu inhabituel dans les biomolécules), il est appelé un ion ammonium quaternaire.



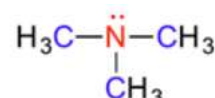
Ammoniac



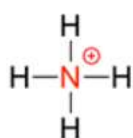
Amine primaire



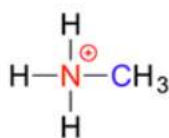
Amine secondaire



Amine tertiaire



Ion ammonium



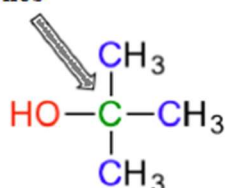
ion ammonium primaire



ion ammonium quaternaire

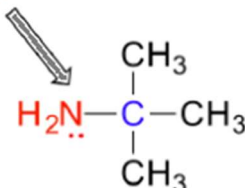
Remarque : Ne vous laissez pas confondre par la manière dont les termes «primaire», «secondaire» et «tertiaire» sont appliqués aux alcools et aux amines - les définitions sont différentes. Dans les alcools, ce qui compte, c'est à combien d'autres carbones le carbone de l'alcool est lié, tandis que dans les amines, ce qui compte, c'est à combien de carbones l'azote est lié.

Le **carbone** est lié à **trois** carbones



Alcool tertiaire

L'**azote** est lié à **un** carbone

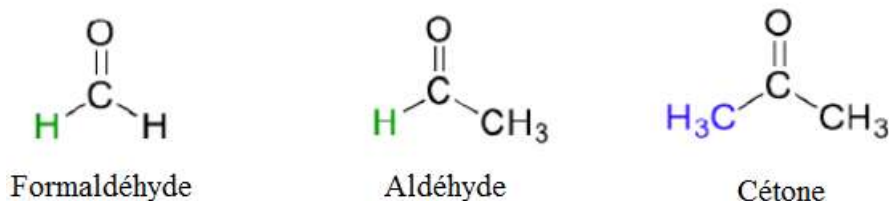


Amine primaire

6. Groupements fonctionnels contenant du carbonyle

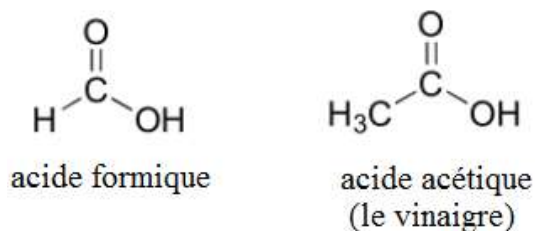
• Aldéhydes et cétones

Il existe un certain nombre de groupes fonctionnels qui contiennent une double liaison carbone-oxygène, communément appelée carbonyle. Les cétones et les aldéhydes sont deux groupes fonctionnels à base de carbonyle étroitement liés qui réagissent de manière très similaire. Dans une cétone, l'atome de carbone d'un carbonyle est lié à deux autres carbones. Dans un aldéhyde, le carbone carbonyle est lié d'un côté à un hydrogène et de l'autre côté à un carbone. L'exception à cette définition est le formaldéhyde, dans lequel le carbone carbonyle a des liaisons avec deux hydrogènes.

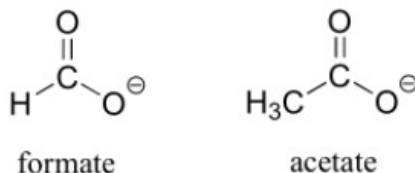


• Dérivés d'acides et acides carboxyliques

Si un carbone carbonyle est lié d'un côté à un carbone (ou hydrogène) et de l'autre côté à un hétéroatome (en chimie organique, ce terme se réfère généralement à l'oxygène, à l'azote, au soufre ou à l'un des halogènes), le groupe fonctionnel est considéré comme l'un des «dérivés d'acide carboxylique», une désignation qui décrit un groupement de plusieurs groupes fonctionnels. Le membre éponyme de ce groupe est le groupe fonctionnel acide carboxylique, dans lequel le carbonyle est lié à un groupe hydroxyle (OH).

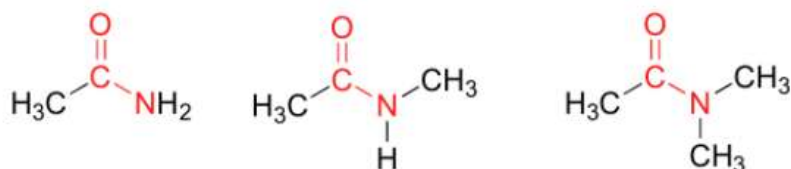


Comme son nom l'indique, les acides carboxyliques sont acides, ce qui signifie qu'ils sont facilement déprotonés pour former la forme de base conjuguée, appelée carboxylate.

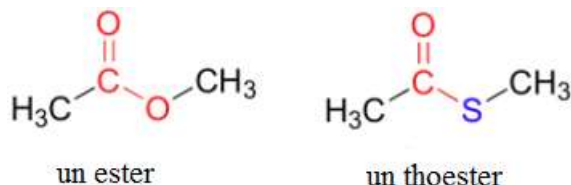


Dans **les amides**, le carbone carbonyle est lié à un azote. L'azote dans un amide peut être lié soit à des hydrogènes, soit à des carbones, soit aux deux. Une autre façon de penser à un amide est qu'il s'agit d'un carbonyle lié à une amine.

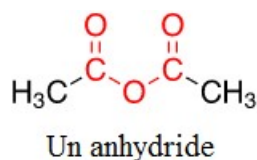
TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels



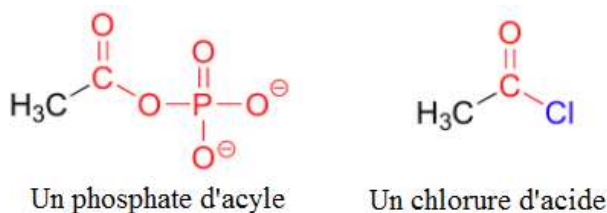
Dans **les esters**, le carbone carbonyle est lié à un oxygène lui-même lié à un autre carbone. Une autre façon de penser à un ester est qu'il s'agit d'un carbonyle lié à un alcool. **Les thioesters** sont similaires aux esters, sauf qu'un soufre remplace l'oxygène.



Dans **un anhydride d'acide**, il y a deux carbones carbonyles avec un oxygène entre les deux. Un anhydride d'acide est formé à partir de la combinaison de deux acides carboxyliques avec perte d'eau (anhydride).

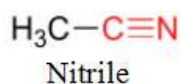


Dans **un phosphate d'acyle**, le carbone carbonyle est lié à l'oxygène d'un phosphate, et dans un chlorure d'acide, le carbone carbonyle est lié à un chlore.



- **Nitriles et imines**

Dans un groupe **nitrile**, un carbone est triplement-lié à un azote. Les nitriles sont également souvent appelés groupes **cyano**.



Les molécules avec des doubles liaisons carbone-azote sont appelées **imines** ou **bases de Schiff**.

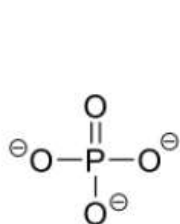
TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels



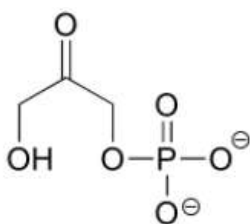
imines

• Les phosphates

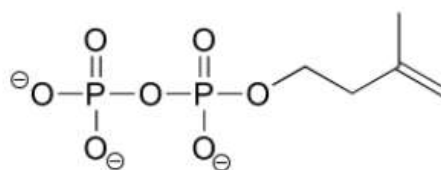
Le phosphore est un élément très important de la chimie organique biologique et se trouve en tant qu'atome central du groupe **phosphate**. De nombreuses molécules organiques biologiques contiennent des groupes phosphate, diphosphate et triphosphate, qui sont liés à un atome de carbone par la fonctionnalité **ester phosphate**.



phosphate inorganique

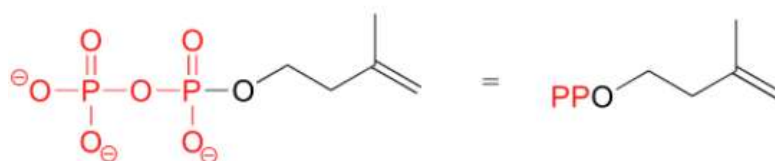
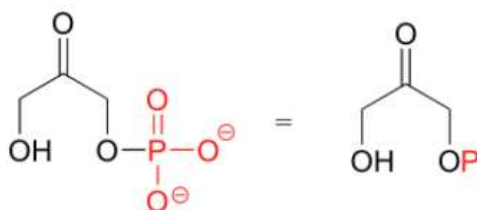


ester de phosphate organique



ester diphosphate organique

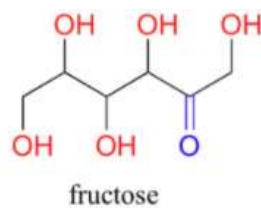
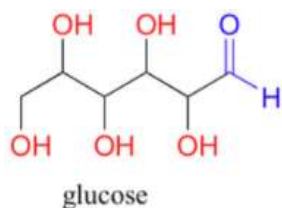
Parce que les phosphates sont si abondants en chimie organique biologique, il est pratique de les représenter avec l'abréviation «P». Notez que cette abréviation «P» comprend les atomes d'oxygène et les charges négatives associées aux groupes phosphate.



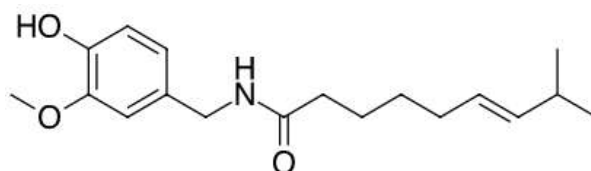
7. Molécules avec de nombreux groupes fonctionnels

Un seul composé peut contenir plusieurs groupes fonctionnels différents. Les molécules de sucre à six carbones glucose et fructose, par exemple, contiennent des groupes aldéhyde et cétone, respectivement, et les deux contiennent cinq groupes alcool (un composé avec plusieurs groupes alcool est souvent appelé «**polyol**»).

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

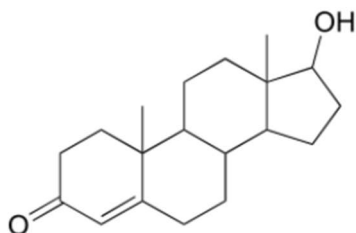


La capsaïcine, le composé responsable de la chaleur dans les piments forts, contient des groupes fonctionnels phénol, éther, amide et alcène.

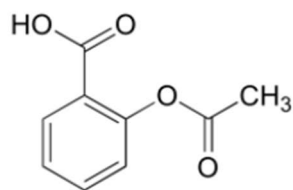


La capsaïcine

La testostérone, une hormone sexuelle masculine, contient des groupes cétone, alcène et alcool secondaire, tandis que l'acide acétylsalicylique (aspirine) contient des groupes aromatiques, acide carboxylique et ester.



La testostérone



l'acide acétylsalicylique
(aspirine)

Remarque

Bien que n'étant en aucun cas une liste complète, cette section a couvert la plupart des groupes fonctionnels importants que nous rencontrerons en chimie organique biologique et de laboratoire. Le tableau ci-dessous fournit un résumé de tous les groupes répertoriés dans cette section.

Exercice d'application n°1

Identifiez les groupes fonctionnels dans les composés organiques suivants. Indiquez si les alcools et les amines sont primaires, secondaires ou tertiaires.

Réponse

- Carboxylate, sulfure, aromatique, deux groupes amide (dont l'un est cyclique)
- Alcool tertiaire, thioester

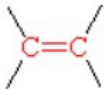

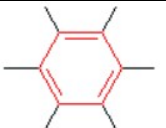
TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

c) Carboxylate, cétone


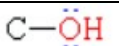
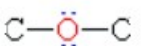

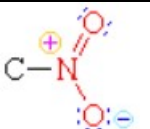
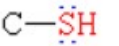
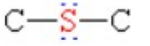
d) Éther, amine primaire, alcène.

8. Tableaux des groupes fonctionnels

Groupes fonctionnels exclusivement carbone


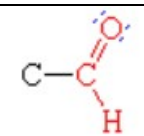
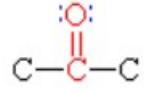
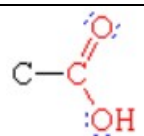
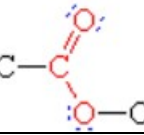
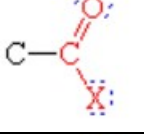
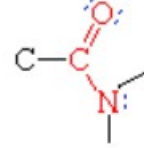
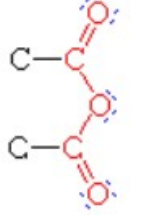
Le groupe	Nom de la classe	Exemple	Nom IUPAC	Nom commun
	Alcène	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	Éthène	Éthylène
	Alcyne	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	Ethyne	Acétylène
	Arène	C_6H_6	Benzène	Benzène

Groupes fonctionnels avec des liaisons simples liées aux hétéroatomes

Le groupe	Nom de la classe	Exemple	Nom IUPAC	Nom commun
	Halogénure	$\text{H}_3\text{C-I}$	Iodométhane	Iodure de méthyle
	Alcool	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	Éthanol	Alcool éthylique
	Éther	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$	L'éther diéthylique	Éther
	Amine	$\text{H}_3\text{C-NH}_2$	Aminométhane	Méthylamine
	Composé nitro	$\text{H}_3\text{C-NO}_2$	Nitrométhane	
	Thiol	$\text{H}_3\text{C-SH}$	Méthanethiol	Méthylmercaptan
	Sulfure	$\text{H}_3\text{C-S-CH}_3$	Diméthylsulfure	

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

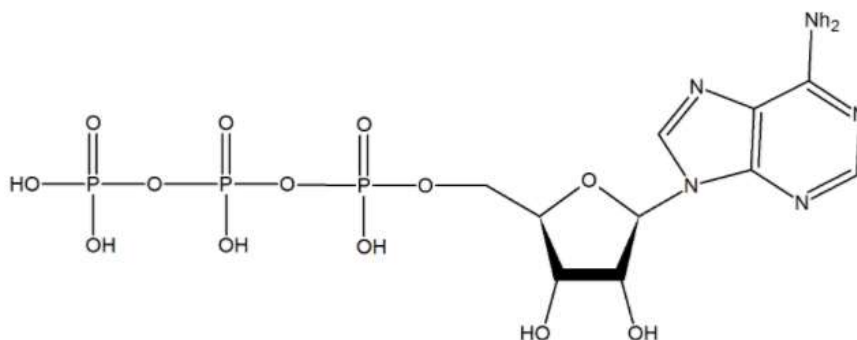
Groupes fonctionnels avec liaisons multiples aux hétéroatomes

Le groupe	Nom de la classe	Exemple	Nom IUPAC	Nom commun
	Nitrile	H ₃ C-CN	Éthanenitrile	Acétonitrile
	Aldéhyde	H ₃ CCHO	Ethanal	Acétaldéhyde
	Cétone	H ₃ CCOCH ₃	Propanone	Acétone
	Acide carboxylique	H ₃ CCO ₂ H	Acide éthanoïque	Acide acétique
	Ester	H ₃ CCO ₂ CH ₂ CH ₃	Éthanoate d'éthyle	Acétate d'éthyle
	Acide halogénure	H ₃ CCOCl	Chlorure d'éthanoyle	Chlorure d'acétyle
	Amide	H ₃ CCON(CH ₃) ₂	N, N-diméthyléthanamide	N, N-diméthylacétamide
	Acide anhydride	(H ₃ CCO) ₂ O	Anhydride éthanoïque	Anhydride acétique

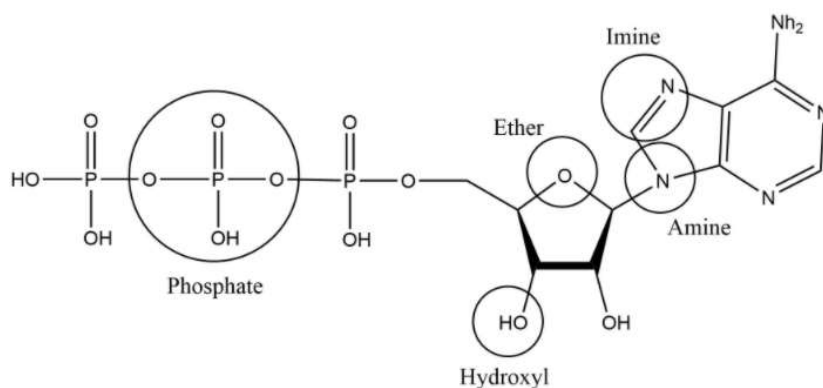
Exercice d'application n°2

Ce qui suit est la molécule de l'ATP, ou la molécule responsable de l'énergie dans les cellules humaines. Identifiez les groupes fonctionnels pour l'ATP.

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels



Réponse



Conclusion

Les groupes fonctionnels jouent un rôle important dans la direction et le contrôle des réactions organiques. Les chaînes alkyles sont souvent non réactives et la direction des réactions spécifiques au site est difficile ; les chaînes alkyles insaturées avec la présence de groupes fonctionnels permettent une réactivité et une spécificité plus élevées. Généralement, tous les composés sont fonctionnalisés avec des groupes spécifiques pour une réaction chimique spécifique. La fonctionnalisation fait référence à l'ajout de groupes fonctionnels à un composé par synthèse chimique. Grâce à des méthodes de synthèse de routine, tout type de composé organique peut être fixé à la surface. En science des matériaux, la fonctionnalisation est utilisée pour obtenir les propriétés de surface souhaitées ; des groupes fonctionnels peuvent également être utilisés pour lier de manière covalente des molécules fonctionnelles aux surfaces de dispositifs chimiques.

En chimie organique, les groupes fonctionnels les plus courants sont les carbonyles (C = O), les alcools (-OH), les acides carboxyliques (CO₂H), les esters (CO₂R) et les amines (NH₂). Il est important de pouvoir reconnaître les groupes fonctionnels et les propriétés physiques et chimiques qu'ils fournissent aux composés.

Brochure du TP 5

Recherche des groupements fonctionnels

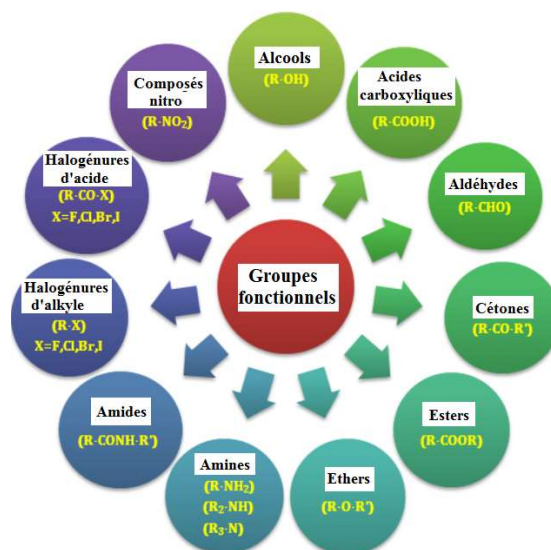
1. Introduction

Les groupes fonctionnels sont des groupements spécifiques d'atomes au sein de molécules qui ont leurs propres propriétés caractéristiques, quels que soient les autres atomes présents dans une molécule. Des exemples courants sont les alcools, les amines, les acides carboxyliques, les cétones et les éthers.

L'analyse organique qualitative a une pertinence remarquable dans l'enseignement de la chimie organique. Contrairement à l'analyse inorganique, elle peut identifier chaque élément d'une substance, car pour les composés organiques, les tests d'analyse sont conçus pour identifier les groupes fonctionnels organiques dans les molécules. La plupart des composés organiques sont formés de quelques éléments et sont toujours les mêmes (C, H, O, halogènes, etc.). Ainsi, l'identification des composés organiques de la même manière que pour les composés inorganiques n'est pas utile car les informations ainsi obtenues ne sont pas pertinentes pour l'élucidation structurale d'une substance.

2. Rappels

L'atome ou le groupe d'atomes qui remplace les atomes d'hydrogène d'un hydrocarbure sont appelés groupes fonctionnels. Il peut s'agir de $-OH$, $-COOH$, $-CO$, $-CHO$, $-Cl$, $-COCl$, $-COOR$ etc. Les groupes fonctionnels sont responsables des caractéristiques d'une molécule.



3. Objectif

Notre objectif est d'identifier les groupes fonctionnels présents dans un composé organique à travers ;

- Tests d'insaturation
- Tests pour le groupe alcoolique

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

- Tests pour le groupe phénolique
- Tests pour les groupes aldéhydiques et cétoniques
- Tests pour les groupes carboxyliques
- Tests pour le groupe Amino

4. Mode opératoire.

Tests d'insaturation

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de brome	Dissoudre un peu du composé organique donné dans environ 2 ml d'eau distillée dans un tube à essai et y ajouter quelques gouttes d'eau de brome et bien agiter.	Disparition de la couleur orange-rouge du brome.	Composé insaturé.
		Pas de disparition de couleur rouge orangé.	Composé saturé.
Test de Baeyer (test alcalin de KMnO_4)	Dissoudre un peu du composé organique donné dans environ 2 ml d'eau distillée dans un tube à essai et y ajouter quelques gouttes de solution alcaline de KMnO_4 et bien agiter.	Disparition de la couleur rose du KMnO_4 .	Composé insaturé.
		Aucune disparition de la couleur rose du KMnO_4 .	Composé saturé.

Tests pour le groupe alcoolique

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de sodium métallique	Prélever environ 1 ml du liquide donné dans un tube à essai sec, ajouter environ 1 gramme de sulfate de calcium anhydre et bien agiter pour éliminer l'eau. Filtrer le liquide dans un autre tube à essai propre et sec et ajouter un petit morceau de sodium métallique.	Une effervescence vive se produit	Une effervescence vive est due au dégagement d'hydrogène gazeux indiquant la présence d'un groupe alcoolique.
Test d'ester	Prélever environ 1 ml du liquide donné dans un tube à essai		

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

	propre et sec, ajouter environ 1 ml d'acide acétique glacial et 2-3 gouttes de concentré d'acide sulfurique. Réchauffez le mélange au bain-marie pendant environ 10 minutes. Versez-le dans environ 20 ml d'eau froide pris dans un bécher et sentez-le.	Une senteur fruitée se dégage	Présence de groupe alcoolique.
Test de nitrate d'ammonium cérique	Prélever environ 1 ml du liquide donné dans un tube à essai propre et sec et ajouter quelques gouttes de réactif au nitrate d'ammonium cérique et bien agiter.	La couleur rose ou rouge est développée.	Présence de groupe alcoolique.
Test de chlorure d'acétyle	Prélever environ 2 ml du liquide donné dans un tube à essai propre et sec, ajouter 1 g de sulfate de calcium anhydre et bien agiter pour éliminer l'eau. Filtrer le liquide dans un autre tube à essai propre et sec et ajouter au filtrat 2-3 gouttes de chlorure d'acétyle. Agitez bien le tube à essai et apportez une tige de verre trempée dans une solution d'hydroxyde d'ammonium près de l'embouchure du tube à essai.	Des fumées blanches sont produites.	Présence de groupe alcoolique.

Essais distinctifs pour les alcools primaires, secondaires et tertiaires

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de Lucas	Prélevez environ 1 ml d'alcool sec dans un tube à essai propre et sec et ajoutez 8 à 10 gouttes de réactif Lucas. Agitez bien le mélange.	Si la nébulosité apparaît immédiatement.	Présence d'alcool tertiaire.
		Si la nébulosité apparaît dans cinq minutes.	Présence d'alcool secondaire.
		Si la nébulosité apparaît uniquement lors du chauffage.	Présence d'alcool primaire.

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

Tests pour le groupe phénolique

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de tournesol	Placez une goutte du liquide donné (ou un cristal s'il est solide) sur un papier de tournesol bleu humide.	Le tournesol bleu vire vers le rouge.	Présence de groupe phénolique.
Test de chlorure ferrique	Prenez environ 1 ml de solution de chlorure ferrique neutre dans un tube à essai propre et ajoutez 2 à 3 gouttes du liquide donné (ou le cristal est solide).	La couleur violette est claire.	Présence de groupe phénolique.
Test de Liebermann	Prélevez une petite quantité de nitrite de sodium dans un tube à essai propre et sec et ajoutez environ 1 ml du liquide donné (ou du cristal s'il est solide). Chauffez le tube à essai très doucement pendant une demi-minute et laissez-le refroidir. Ajoutez ensuite environ 1 ml de concentré de l'acide sulfurique et secouer le tube à essai pour mélanger le contenu.	Une coloration bleu foncé ou verte est visible	Présence de groupe phénolique.
	Ajouter soigneusement de l'eau distillée dans le tube à essai.	L'apparence de la couleur vire au rouge.	
	Ajouter l'excès de solution d'hydroxyde de sodium dans le tube à essai.	Une couleur bleu foncé ou verte apparaît.	
Test du colorant phtaléine	Prenez 1 ml du liquide donné dans un tube à essai propre et sec (ou en cristal si solide) et ajoutez 1-2 gouttes de concentration d'acide sulfurique. Chauffer le tube à essai pendant environ 1 minute dans un bain d'huile. Refroidir et verser soigneusement le mélange réactionnel dans un bécher contenant 15 ml de solution diluée d'hydroxyde de sodium.	Une couleur rose est visible.	Présence de groupe phénolique.

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

Tests pour les groupes aldéhydiques et cétoniques

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de 2,4-dinitrophénylhydrazine	Prenez une petite quantité du composé donné dans un tube à essai propre et sec, ajoutez de l'alcool rectifié jusqu'à ce que le composé se dissolve à peine. Maintenant, ajoutez quelques gouttes de solution de 2,4-dinitrophénylhydrazine. Bouchez le tube à essai, secouez le mélange et laissez-le reposer pendant 5 minutes.	Un précipité jaune ou orange se forme.	Présence de groupe carbonyle.
Test de bisulfite de sodium	Prélever environ 2 ml de solution saturée de bisulfite de sodium dans un tube à essai propre et ajouter une petite quantité du composé donné. Bouchez le tube à essai, secouez et laissez-le pendant 15 à 20 minutes.	Un précipité cristallin blanc se constitue.	Présence de groupe carbonyle.

Différenciation des tests pour les aldéhydes

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de Schiff	Dissolvez une petite quantité du composé donné dans un tube à essai propre et ajoutez environ 1 ml de réactif de Schiff et agitez bien.	La couleur rose peut être visible.	La présence d'un groupe aldéhydique est confirmée
Test de Tollen (test du miroir argenté)	Prélever environ 1 ml de solution de nitrate d'argent dans un tube à essai propre et ajouter 2-3 ml de solution diluée de NaOH. Un précipité brun d'oxyde d'argent se forme. Maintenant, ajoutez goutte à goutte une solution diluée d'ammoniaque jusqu'à ce que le précipité brun d'oxyde d'argent se dissolve à peine. Pour	Un miroir argenté brillant est formé.	La présence d'un groupe aldéhydique est confirmée

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

	cela, ajoutez 3-4 gouttes du liquide donné (ou 0,1 g s'il est solide) et réchauffez le tube à essai au bain-marie pendant environ 5 minutes.		
Test de Fehling	Prélever 1 ml de chacune des solutions A et B de Fehling dans un tube à essai. Ajouter 4 à 5 gouttes du liquide organique donné (ou 0,2 g s'il est solide) et réchauffer le test dans un bain-marie pendant 4 à 5 minutes.	Un précipité rouge se forme.	La présence d'un groupe aldéhydique est confirmée

Différenciation des tests pour les cétones

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test du m-dinitrobenzène	Prélevez une petite quantité du composé donné dans un tube à essai propre et ajoutez environ 0,1 g de m-dinitrobenzène en poudre fine. Maintenant, ajoutez environ 1 ml de solution diluée d'hydroxyde de sodium et agitez bien.	La couleur violette se forme et disparaît lentement.	La présence d'un groupe cétonique est confirmée.
Test de nitroprussiate de sodium	Dissolvez une petite quantité de nitroprussiate de sodium dans environ 1 ml d'eau distillée dans un tube à essai propre, puis ajoutez une petite quantité du composé donné. Agitez bien le tube à essai et ajoutez goutte à goutte une solution d'hydroxyde de sodium.	Coloration rouge.	La présence d'un groupe cétonique est confirmée.

Tests pour le groupe carboxylique

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test du tournesol	Placez une goutte du liquide donné (ou un cristal s'il est	Le tournesol bleu tourne	Présence de groupe carboxylique

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

	solide) sur un papier de tournesol bleu humide.	vers la couleur rouge.	
Test de carbonate d'hydrogène de sodium	Prenez 1 ml du composé organique donné dans un tube à essai et ajoutez-y une pincée de bicarbonate de sodium.	Une effervescence vive est observée.	Présence de groupe carboxylique
Test d'ester	Prélevez une petite quantité du composé organique donné dans un tube à essai propre, ajoutez 1 ml d'alcool éthylique et 1-2 gouttes de concentré. acide sulfurique dedans. Chauffer le mélange réactionnel au bain-marie pendant environ 5 minutes. Versez le mélange dans un bécher contenant de l'eau	Une senteur fruitée se dégage.	Présence de groupe carboxylique

Tests pour le groupe Amino

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test de solubilité	Prélever une petite quantité du composé donné dans un tube à essai propre et ajouter 2-3 ml d'HCl dilué et bien agiter le tube à essai.	Le composé est soluble dans l'HCl dilué	Ce composé peut être une amine.
Test du tournesol	Placez une goutte du liquide donné (ou une pincée de solide) sur un papier de tournesol rouge humide.	Le tournesol de couleur rouge tourne vers le bleu.	Ce composé peut être une amine.
Test des carbylamines	Prélevez une petite quantité de KOH solide dans un tube à essai propre et sec et ajoutez environ 2 ml d'éthanol. Réchauffez le tube à essai jusqu'à ce que les pastilles se dissolvent. Pour cela, ajoutez quelques gouttes de chloroforme et une petite quantité du composé donné et réchauffez doucement.	Une odeur déplaisante est produite.	Présence d'amine primaire.
	Prenez trois tubes à essai A, B et C. Dans le tube A, dissolvez une petite quantité du composé dans 2 ml d'HCl. Dans le tube B, préparez		

TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

Test du colorant azoïque	une solution aqueuse de nitrite de sodium et dans le tube C, dissoudre une petite quantité de β -naphthol dans de l'hydroxyde de sodium dilué. Placez les trois tubes à essai dans un bain de glace. Ajoutez maintenant la solution de nitrite de sodium dans le tube à essai A et la solution résultante est ajoutée au tube à essai C.	Formation d'un colorant rouge ou orange.	La présence d'amine primaire aromatique est confirmée.
--------------------------	--	--	--

Essais distinctifs pour les amines primaires, secondaires et tertiaires

Expérience	Procédure	Observation	Inférence
Test d'acide nitreux	Préparez une solution d'environ 1 g de nitrite de sodium dans environ 5 ml d'eau distillée dans un tube à essai et refroidissez-la dans un bain de glace. Dans un tube à essai séparé, dissolvez une petite quantité du composé donné dans environ 1 ml de concentré d'acide sulfurique et le refroidir également dans un bain de glace. Mélangez les deux solutions.	Bulles d'azote gazeux.	Présence d'amine aliphatique primaire.
		Formation d'une couche huileuse jaune.	Présence d'amine secondaire.
		Aucun changement visible.	Présence d'amine tertiaire.
Test de Hinsberg	Prélevez une petite quantité du composé donné dans un tube à essai propre, ajoutez environ 2 ml de NaOH à 25%, 2 ml d'eau et 1 ml de chlorure de benzène sulfonyle. Agiter le mélange pendant environ 10 minutes, puis refroidir sous l'eau du robinet et noter la formation de précipité. Traitez le précipité avec 2 ml d'HCl concentré.	Pas de précipité (solution limpide). Lors de l'ajout du concentré d'HCl, un matériau insoluble est vu.	Présence d'amine primaire.
		Un précipité se crée dans le tube. Il ne se dissout pas dans le concentré d'HCl.	Présence d'amine secondaire.
		Un précipité se crée dans le tube. Il se dissout dans le concentré d'HCl.	Présence d'amine tertiaire.

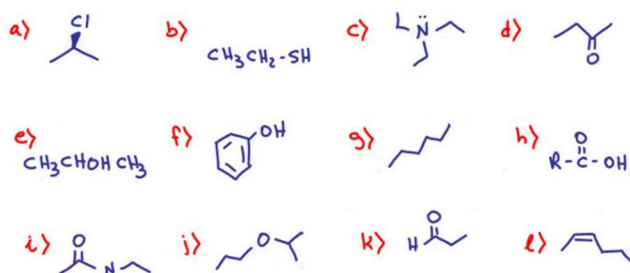
TP n°5 : Recherche des groupements fonctionnels

5. Compte rendu

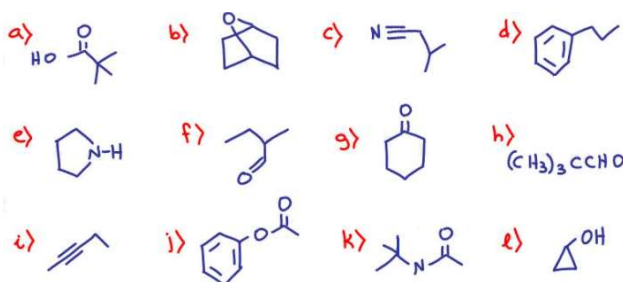
- ✓ Identifiez le groupe fonctionnel dans chacune des structures suivantes. Choisissez parmi ces groupes :

Hydrocarbure-Alcène-Alcyne-Halogénure d'alkyle-Groupe hydroxyle (alcool)-Thiol-Cétone-Aldéhyde-Acide carboxylique-Ester-Amine-Amide-Nitrile

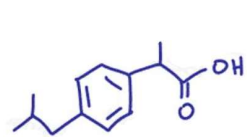
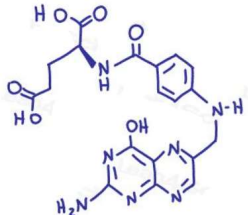
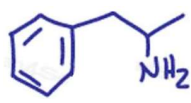
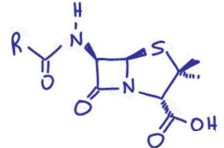
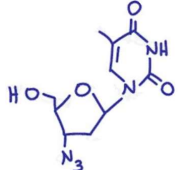
Le benzène n'est PAS au centre de cet ensemble de questions. Si vous voyez du benzène, regardez ce qui est présent



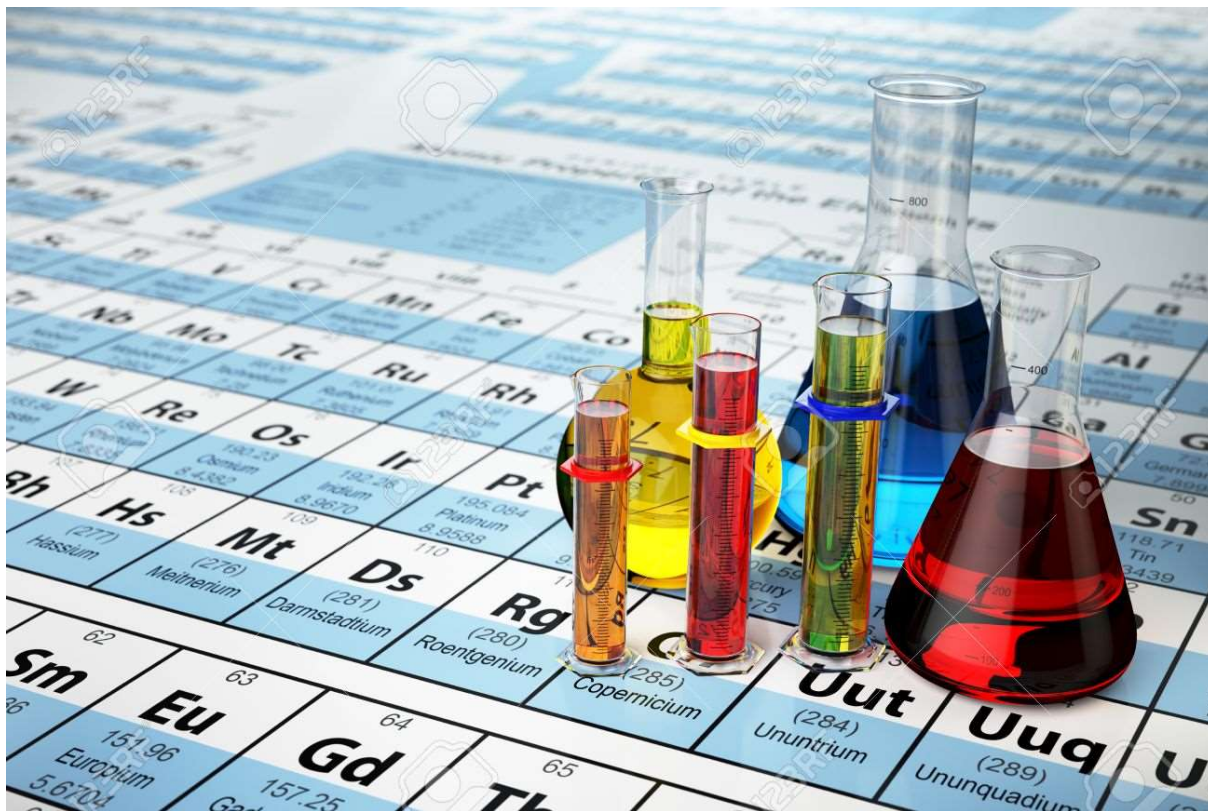
- ✓ Identifiez le groupe fonctionnel dans chacune des structures suivantes. Choisissez dans la liste ci-dessus :



- ✓ Identifiez chaque groupe fonctionnel présent dans les molécules suivantes.

Ibuprofène - anti-inflammatoire	Acide folique - Vitamine B	Amphétamine - un stimulant du système nerveux	Pénicilline - antibiotique courant	AZT ou azidothymidine - utilisé pour traiter le VIH
				

Conclusion générale



Conclusion générale

Ce support de cours comprend cinq (05) cours de travaux pratiques ainsi que leurs brochures que j'ai présenté et décrit avec détails. Pendant ces séances de TP, les apprenants réaliseront une série d'expériences qui leur permettront de s'accoutumer avec les dispositifs de base de la chimie. Au final, les étudiants devront être capables d'effectuer des manipulations dans un laboratoire de chimie, d'interpréter les résultats expérimentaux obtenus, de développer un savoir-faire d'expérimentation, et de produire des papiers en toute rigueur scientifique.

Ce polycopié de cours est scindé en cinq parties (TP) :

- 1) Principes de la chimie expérimentale
- 2) Détermination de la quantité de matière
- 3) Préparation des solutions par dissolution et par dilution
- 4) Mesure de la densité
- 5) Recherche des groupements fonctionnels

Les expériences jouent un rôle crucial dans le progrès de la science. Un grand nombre de découvertes et d'inventions révolutionnaires ont été possibles grâce à des expériences effectuées dans les laboratoires. Le travail expérimental est donc une composante essentielle de tout cours de science. Les compétences développées durant les TP aident l'apprenant à acquérir la capacité d'identifier un problème, de concevoir et de mettre en place l'expérience, de collecter et d'analyser des données par l'expérience et d'interpréter les données pour arriver à une solution plausible en temps voulu. Réaliser des expériences de ses propres mains est non seulement une expérience passionnante, mais aussi importante car elle implique l'apprentissage par la pratique.

Liste bibliographique

- [1] B. Fosset, J.-B. Baudine and F. Lahitète. *Chimie tout-en-un*, DUNOD, 2014.
- [2] J. McMurry, T. Belgley. *Chimie organique des processus biologiques*, 1^{ère} édition, de boeck, Belgique, 2006
- [3] A. Hunt. *La Chimie de A à Z*, DUNOD, PARIS, 2006.
- [4] J. Isac-García, J.A. Dobado, F.G. Calvo-Flores, and H. Martínez-García, *Experimental Organic Chemistry: Laboratory Manual*, Elsevier, 2016.
- [5] D. Klein, *Organic Chemistry*, 3^{ème} édition, WILEY, 2017.
- [6] *Safety in Academic Chemistry Laboratories*, 8^{ème} édition, AMERICAN CHEMICAL SOCIETY (ACS), 2017.
- [7] Y. JEAN, *Structure électronique des molécules*, tome 1 : *de l'atome aux molécules simples* 3^{ème} Ed, Dunod, Paris, 2003.
- [8] J. W. Hill, R. H. Petrucci, T. W. McCreary and S. S. Perry, *Chimie des Solutions*, 2^{ème} édition, ERPI, Québec, 2008
- [9] *Laboratory Manual Chemistry* for class XII - Published by NCERT
- [10] J. A. Beran, *Laboratory Manual for Principles of General Chemistry*, 10^{ème} Edition, WILEY, USA, 2014.
- [11] TIMBERLAKE, *Laboratory Manual for General, Organic, and Biological Chemistry*, 3^{ème} édition, PEARSON, 2014.
- [12] Vollhardt Schore, *Traité de Chimie Organique*, 5^{ème} Ed, de boeck, 2009
- [13] D. Balou, E. Fabritius, A. Gilles, *Toute La Chimie*, ellipses, France, 2004
- [14] A. Tessier. *Memo Labo Chimie*, de boeck, France, 2011.
- [15] Sites Internet