

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE
UNIVERSITE ECHAHID HAMMA LAKHDAR – EL OUED
FACULTE DES SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE
DEPARTEMENT DE BIOLOGIE
1ERE ANNEE S.N.V.



Travaux pratiques

Chimie I

SELON LE SOCLE COMMUN S.N.V.



PREPARE PAR :
DR. HADDAD LARBI



Avant-propos

La chimie est une science expérimentale, donc comment mieux l'illustrer qu'en écrivant un ouvrage totalement dédié aux manipulations en chimie générale et organique ?

Mais réaliser une expérience de chimie ne se limite pas à appliquer une recette. Comme n'est pas bon cuisinier qui veut, n'est pas bon expérimentateur qui le souhaite. Il faut répéter les gestes classiques et connaître les principales techniques à mettre en œuvre dans des situations précises.

Cet ouvrage est caractérisé par donner des protocoles clairs, mettant en œuvre des produits peu coûteux et engageant des durées de manipulations raisonnables. Ceci rend les expériences accessibles à des étudiants, aussi bien en lycée qu'en université ou dans les grandes écoles.

La théorie des travaux pratiques de ce polycopie met en évidence comment savoir manipuler. C'est aussi comprendre ce que l'on fait et pourquoi on le fait, tous les protocoles sont soigneusement analysés.

Il est à mentionner que :

- ❖ Toutes les manipulations se font dans le respect des règles de sécurité, aussi, elles sont toutes faites et testées par le responsable des T.P. afin d'éviter toute éventuelle incident ou résultats non attendus.
- ❖ Les objectifs des manipulations présentées dans ce polycopie sont inspirées du socle commun de la première année S.N.V. et sont toutes conformes au canevas donnée par les autorités compétentes du M.E.S.R.S.

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1

T.P.1

- Principes de la chimie expérimentale**

Selon le socle commun S.N.V.

Préparé par :

Dr. HADDAD Larbi

Année universitaire :

1. Introduction

La sécurité en laboratoire consiste à reconnaître et à évaluer les dangers, à évaluer les risques, à choisir l'équipement de protection individuelle approprié et à effectuer le travail expérimental de façon sécuritaire. La formation doit commencer tôt dans la carrière d'un chimiste. Même les premières expériences chimiques d'un étudiant devraient couvrir l'approche appropriée pour comprendre et traiter les propriétés dangereuses des produits chimiques (par exemple, inflammabilité, réactivité, corrosivité et toxicité) comme une introduction à la sécurité en laboratoire et devraient également enseigner une saine pratique environnementale lors de la gestion des déchets chimiques.

2. Comment se comporter au laboratoire ?

Au laboratoire, il faut **être attentif et éviter tout comportement irréfléchi ou précipité** ; de plus, il faut **avoir connaissance du travail réalisé par ses voisins** et être conscient des dangers qu'il peut présenter.

Les accidents de laboratoire sont fréquemment provoqués par l'exécution trop rapide des opérations ; soit que l'on est pressé d'obtenir des résultats, soit que le temps disponible pour une manipulation semble insuffisant et soit surtout si le manipulateur ignore les mesures de sécurité liées à l'expérimentation en cours. Le chimiste doit donc adopter une approche méthodique, prudente et soignée, se concentrer sur ce qu'il est en train de faire, ne pas se laisser distraire et ne jamais croire que les accidents n'arrivent qu'aux autres.

Sauf en cas d'urgence, on doit donc éviter de courir, de se presser inutilement et de se bousculer. Il faut proscrire la préparation, la consommation et la conservation dans le laboratoire de nourriture et de boissons, afin d'éviter leur contamination accidentelle par des produits toxiques. Dans un laboratoire de chimie organique, en particulier, on ne doit jamais fumer à cause du voisinage fréquent de substances inflammables.

Pour éviter les chutes ou les glissades accidentelles, on tient fermés les tiroirs et les portes d'armoires, on garde les allées libres en ne laissant pas traîner par terre de petits objets comme des morceaux de verre, de la glace ou des bouchons et on assèche immédiatement les endroits mouillés.

3. Protection personnelle

□ Protection oculaire

Au laboratoire, **on doit toujours porter des lunettes de sécurité (fournies par le service de TP)**. Les verres de contact ne devraient pas être portés dans le laboratoire : des vapeurs organiques ou corrosives peuvent les endommager de façon irréversible ou s'infiltrer sous la lentille.



□ Blouse

Les blouses doivent être en tissu de **coton** résistant (non fournie) et équipés de boutons pression de préférence, ce qui permet de les enlever rapidement si nécessaire ; ils doivent être assez longs pour protéger les jambes. Il est préférable de porter des chaussures qui recouvrent entièrement le pied.



□ Gants

Le port de gants en latex peut être recommandé ou indispensable pour certaines manipulations, telles celles de :

- produits corrosifs ;
- produits très toxiques par voie cutanée

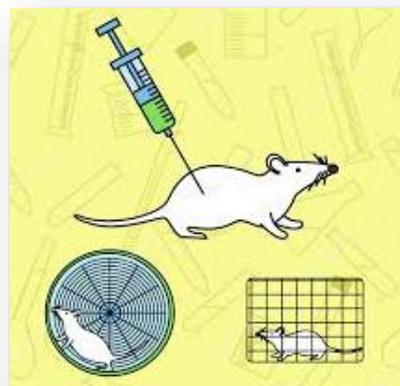


Le port des gants est strictement interdit pour les manipulations nécessitant l'utilisation d'un bec bunsen, du banc Koffler, d'une plaque chauffante et d'un bain d'huile.

4. Travail avec des animaux

En chimie pratique, le chimiste peut ne pas s'occuper des animaux en laboratoire, mais par contre, le biologiste traite les animaux de laboratoire comme les lapins et les souris, il est donc indispensable de mettre la lumière sur ce point, d'autant plus que ce paragraphe s'adresse aux étudiants de biologie.

Etant donné les risques que comporte le travail avec des animaux de laboratoire, l'accès à l'animalerie est strictement contrôlé. De plus, vous devez revêtir un équipement de protection individuelle qui comprend un sarrau, des gants, un masque et des couvre-chaussures.



Dans certains cas le port de lunettes de protection ainsi que des gants anti-morsures peut être nécessaire.

5. Produits chimiques : pictogrammes



L'organisation des Nations Unies a mis au point depuis 1992 son propre Système Général Harmonisé (SGH) de classification et d'étiquetage des produits chimiques pour uniformiser les symboles et les avertissements de risques et de prudence entre les pays. Les fournisseurs de produits chimiques appliquent de plus en plus ce système en Amérique du Nord aussi, en remplacement du SIMDUT. Les symboles ressemblent à ceux du SIMDUT, mais un symbole supplémentaire a été ajouté pour décrire les risques pour l'environnement (voir Tableau ci-dessous). Les fiches signalétiques régies par le SGH disposent d'informations sur les dangers liés au produit, sur le transport et la réglementation, ainsi que des données écologiques. Des avertissements sur les dangers et des mesures de prudence sont indiqués sur les bouteilles de produits et les fiches signalétiques (phrases H et P).

Etiquetage				
SGH	Règlement ONU	Mention d'avertissement	Mention de danger	Code
		Danger	Explosif instable	H200 à H205
		Danger	Gaz extrêmement inflammable	H220 à H229

		Danger	Peut provoquer ou aggraver un incendie ; comburant	H270
		Attention	Contient un gaz sous pression ; peut exploser sous l'effet de la chaleur	H280 à H281
		Attention	Peut-être corrosif pour les métaux	H290
		Danger	Mortel en cas d'ingestion Mortel par contact cutané Mortel par inhalation	H300 H310 H330 H301 H311 H331
	Non prescrit	Attention	Nocif en cas d'ingestion Nocif par contact cutané Nocif par inhalation	H302 H312 H332
	Non prescrit	Danger	Peut provoquer des symptômes allergiques ou d'asthme ou des difficultés	H334

			respiratoires par inhalation	
		Attention	Très toxique pour les organismes aquatiques	H400 H401 H402

6. Verreries

Les termes « verrerie de laboratoire » désignent les différents instruments et récipients en verre utilisés dans les laboratoires pour réaliser des expériences chimiques ou biologiques.

A titre d'information, différentes qualités de verre sont utilisées pour fabriquer la verrerie de laboratoire selon son usage.



Le verre standard, également appelé verre blanc, n'est, par exemple, pas adapté aux récipients destinés à être chauffés car il présente une faible résistance aux chocs thermiques. Ses propriétés de mouillage, en revanche, permettent de l'utiliser efficacement pour la fabrication de pipettes ou de burettes.

Le verre borosilicaté renforcé allie sécurité et longévité grâce à une résistance mécanique exceptionnelle. Il est ainsi utilisé pour la fabrication de béchers, d'éprouvettes ou d'erlenmeyers à usage intensif.

A. Verrerie usuelle

1. Tube à essais

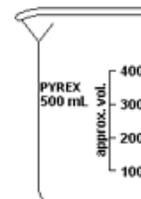
Le tube à essais est utilisé pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs. Un tube à essais peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex.



2. Bécher

Le bécher est utilisé pour :

- stocker une solution (avant un prélèvement par exemple),
- faire quelques réactions chimiques,
- faire certains dosages (pH-métriques notamment).

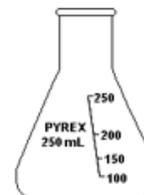


Bien que gradué, le bécher ne peut pas servir pour mesurer précisément un volume de liquide (graduations indicatives). Il peut être chauffé à condition d'être en Pyrex.

3. Erlenmeyer

L'erlenmeyer remplit à peu près les mêmes fonctions que le bécher à la différence que sa forme évite les projections. Il est donc préféré au bécher pour

- conserver provisoirement des produits chimiques volatils,
- réaliser des réactions chimiques avec des composés volatils ou lorsque la réaction peut se révéler fortement exothermique,
- faire certains dosages (volumétriques notamment).



Bien que gradué, l'erenmeyer ne peut pas servir pour mesurer précisément un volume de liquide (graduations indicatives). Un erlenmeyer peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex.

4. Verre à pied

Le verre à pied n'a pas de fonction bien définie. Il peut être utilisé :

- pour récupérer des liquides,
- comme « poubelle » pour les eaux de rinçage d'une burette graduée, d'une pipette jaugée, d'une sonde pH-métrique ou conductimétrique.



Parfois gradué, le verre à pied ne peut pas absolument servir pour mesurer un volume de liquide (graduations très indicatives). Il ne peut pas être chauffé.

B. Verrerie pour mesurer

1. Eprouvette graduée

L'éprouvette graduée permet de mesurer le volume d'un liquide avec une précision moyenne (environ 0,5 mL). Il faut choisir une éprouvette dont le volume est le plus proche du volume à mesurer. La lecture d'un volume nécessite des précautions particulières².



2. Burette graduée

La burette permet de verser et de mesurer des volumes (cumulés) précis de solution. Elle est principalement utilisée dans les dosages volumétriques, pH-métriques et conductimétriques. Sa préparation nécessite un protocole particulier.



3. Pipette graduée

La pipette graduée permet de mesurer de petits volumes de liquide avec une précision moyenne. On l'utilise dans la préparation des solutions, avec une propipette (poire aspirante) ou un pipeteur, pour prélever la solution mère, selon un protocole particulier⁴.



4. Pipette jaugée

La pipette jaugée permet de mesurer avec précision de petits volumes de liquides (celles couramment utilisées sont de 2,0 mL, 5,0 mL, 10,0 mL et 20,0 mL). Elle possède 1 trait ou 2 traits de jauge. On l'utilise dans la préparation des solutions, selon un protocole particulier⁵, pour prélever la solution mère (avec une propipette ou un pipeteur).



5. Fiole jaugée

La fiole jaugée permet de mesurer un volume avec une bonne précision. (celles couramment utilisées sont de 50,0 mL, 100,0 mL et 200,0 mL, mais il en existe aussi de 500,0 mL et de 1000,0 mL). Elle est utilisée, selon un protocole particulier⁶, pour la préparation de solutions de concentrations données :



- par dissolution,

- par dilution

C. Autre verrerie

1. Agitateur en verre

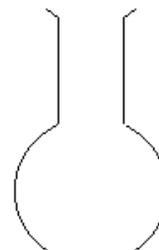
L'agitateur en verre est une simple baguette de verre utilisée pour agiter ou homogénéiser un mélange. On l'utilise aussi pour la filtration simple.



2. Ballon à fond rond

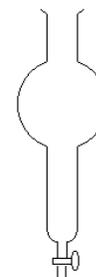
Le ballon est utilisé lorsqu'il est nécessaire de faire chauffer un milieu réactionnel pendant une certaine durée (le ballon est alors placé dans un chauffe ballon électrique). A noter :

- un ballon peut être « bicol » ou « tricol » de manière à être inséré dans des montages plus complexes,
- on peut faire tenir un ballon à fond rond sur un plan de travail à l'aide d'un support appelé « valet »,
- certains ballons sont « rodés », c'est-à-dire prévus pour s'emboîter sur une autre pièce de verrerie.



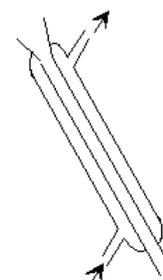
3. Ampoule à décanter

L'ampoule à décanter est principalement utilisée dans les extractions par solvant. Elle permet de séparer deux liquides non miscibles puis de les récupérer. Son utilisation nécessite un protocole particulier⁷.



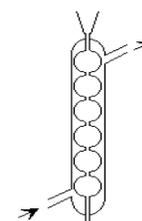
4. Réfrigérant droit

Le réfrigérant droit est principalement utilisé dans les montages de distillation fractionnée ou d'hydrodistillation⁸. Il sert à refroidir et à condenser les vapeurs par un courant d'eau froide. Le condensat est recueilli, par gravité, à la sortie du tube. A noter que la partie haute peut être « rodée ».



5. Réfrigérant à boules

Le réfrigérant à boules est principalement utilisé dans le montage du chauffage à reflux⁹. Monté verticalement au-dessus d'un ballon, il permet de refroidir et de condenser toutes les vapeurs qui se forment lors du



chauffage. Par gravité, le condensat retombe dans le milieu réactionnel et évite ainsi les pertes de matière. A noter que la partie basse peut être « rodée ».

6. Colonne de Vigreux (ou colonne à distiller)

La colonne de Vigreux est utilisée dans le montage de distillation fractionnée. Son rôle est d'assurer la séparation de deux liquides miscibles portés à ébullition en purifiant progressivement, au cours de la montée, les vapeurs du liquide le plus volatil. A noter que les parties basses et hautes peuvent être rodées.



7. Entonnoir

L'entonnoir permet de verser un liquide dans un flacon à col étroit en évitant les pertes. Il est aussi utilisé dans les montages de filtration.



8. Cristallisateur

Le cristallisateur est un récipient en verre épais qui permet de stocker une importante quantité d'eau. Il sert souvent de cuve à eau pour recueillir des gaz par déplacement. Il ne peut pas être chauffé.



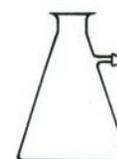
9. Verre de montre (ou coupelle)

Un verre de montre sert à entreposer de petites quantités de solides à l'état divisé. Il est utilisé lors de la pesée de ces petites quantités. Il ne peut pas être chauffé.



10. Fiole à vide

Principalement utilisée pour la filtration sous vide (associée alors à un entonnoir Büchner), la fiole à vide est un erlenmeyer en verre épais disposant d'une ouverture latérale. Elle est reliée par un tuyau épais à une trompe à eau chargée d'y créer un vide partiel.



D. Accessoires divers

1. Propipette

La propipette s'adapte sur une pipette jaugée ou graduée et sert à y créer une dépression. Cette dépression permet au liquide pipeté de monter dans la pipette. Elle permet ensuite de maintenir le liquide puis de le laisser couler. L'utilisation d'une propipette obéit à un protocole particulier¹⁰.



2. Pipeteur

La fonction et le principe du pipeteur sont les mêmes que ceux de la propipette. Son utilisation obéit à un protocole particulier¹¹.



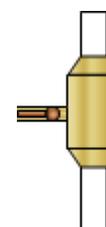
3. Entonnoir Büchner

L'entonnoir Büchner (généralement en porcelaine) associé à un joint conique (pour assurer l'étanchéité) est placé dans l'encolure d'une fiole à vide lors d'une filtration sous vide.



4. Trompe à eau

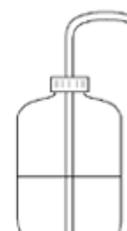
Utilisée lors d'une filtration sous vide, elle s'adapte sur un robinet d'eau froide et permet de créer, lorsque l'eau y circule, une dépression dans la fiole à vide à laquelle elle est reliée.



5. Pissette

La pissette, principalement utilisée avec de l'eau distillée, permet :

- de rincer la verrerie,
- de rincer les électrodes et les sondes (pH-mètre, conductimètre...),
- de compléter les fioles jaugées jusqu'au trait de jauge.



6. Mortier et pilon

On les utilise pour broyer des corps solides.



7. Creuset

Un creuset est un récipient en matériau réfractaire ou en porcelaine capable de résister à de fortes températures. On peut y réaliser des réactions très exothermiques ou y déposer des métaux en fusion.



8. Bec Bunsen

Un bec Bunsen est un brûleur à gaz utilisé pour chauffer de petites quantités de liquide. Son utilisation obéit à des règles précises¹².



9. Pince en bois

Les pinces en bois permettent de manipuler la verrerie chaude. Elles sont donc tout indiquées pour chauffer le contenu d'un tube à essai au bec Bunsen.



10. Support élévateur

Support souvent utilisé dans les montages de chimie et dont on peut régler la hauteur.



11. Agitateur magnétique

L'agitateur magnétique permet d'homogénéiser un mélange de façon automatique. Ainsi, il est très utile pour les agitations qui durent longtemps



- préparation d'une solution à partir d'un composé solide qui se dissout difficilement,

- dosages conductimétriques ou pH-métriques.

12. Potence

Ossature principale d'un montage de chimie. Les différentes pièces de verrerie sont maintenues à l'aide de pinces, elles-mêmes fixées sur une ou plusieurs potences à l'aide de noix de serrage.



13. Noix

La noix de serrage permet de fixer à une potence une pince métallique supportant de la verrerie dans un montage de chimie.



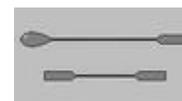
14. Pince

En métal et parfois recouvertes d'une matière plastique pour protéger la verrerie, les pinces permettent de tenir les différentes parties d'un montage de chimie pour en assurer la stabilité.



15. Spatule

La spatule permet de prélever un solide en poudre fine, en copeaux, etc... , de manière à éviter le contact direct entre la peau et le solide.



7. Gestion des déchets

Chaque expérience en laboratoire produit des déchets, notamment du matériel de laboratoire usagé et jetable, des milieux filtrants, des solutions aqueuses et des substances chimiques dangereuses. Le principe le plus important régissant la manipulation en sécurité de déchets de laboratoire peut se résumer comme suit : il ne faut jamais entamer un projet avant d'avoir d'abord élaboré un plan de mise au rebut des déchets dangereux et non dangereux.



Les étapes principales de la gestion des déchets chimiques sont les suivantes :

- ❖ Identification des déchets et de leurs dangers ;
- ❖ Collecte et stockage méthodique des déchets ;
- ❖ Prise en considération de la réduction du danger lorsque cela semble approprié ;
- ❖ Mise au rebut correcte des déchets.

L'application de ces étapes varie en fonction des ressources et de la configuration de chaque laboratoire. Ce chapitre traite de chacune des étapes en détails.

Les déchets chimiques s'accumulent et sont temporairement stockés dans le laboratoire ou à proximité. Ils sont souvent transportés vers une zone centrale d'accumulation au sein de l'établissement avant d'être définitivement mis au rebut dans un autre endroit.

8. Des choses à faire ... autres à ne pas faire

Localisation des équipements de sécurité

L'étudiant ou l'employé doit s'assurer d'avoir repéré l'emplacement des hottes chimiques, des enceintes de sécurité biologique, des aires de lavage des mains, de la douche oculaire, de la douche d'urgence, des extincteurs, de la couverture ignifuge ainsi que de la trousse de premiers soins les plus proches et d'en avoir compris le fonctionnement avant de commencer ses manipulations.

Dégagement des voies de circulation

Toutes les voies d'accès, allées, douches oculaires et douches d'urgences doivent rester dégagées en tout temps afin de permettre une évacuation ou une utilisation efficace en cas de situation d'urgence. Les extincteurs doivent aussi restés accessibles en tout temps. Une chaise, une composante d'appareil, une boîte ou tout autre objet qui bloque la libre circulation, temporairement ou de façon permanente, est considéré comme un obstacle.

Eau courante

Pour des raisons environnementales notamment, il est important de ne pas laisser couler l'eau sans raison dans les laboratoires (robinet, système de pompe à vide...). En ce qui concerne les réfrigérants à l'eau, il s'y ajoute un risque de dégât et même d'inondation. Il est donc important de sécuriser tout tuyau dans lequel circule de l'eau, par exemple avec de la broche après le réfrigérant, surtout si le reflux est laissé sans surveillance, comme le soir ou la fin de semaine. Pensez également à éloigner tout composé réactif avec l'eau. Il est à noter que l'eau dans les laboratoires n'est pas considérée comme potable.

Entreposage en hauteur et lourdes charges

L'entreposage de matériel ou d'équipement à une hauteur excessive est une pratique qui peut compromettre la sécurité des utilisateurs du laboratoire dans diverses situations. Les objets rangés sur une tablette ou dans une étagère dans le laboratoire doivent être facilement atteignables par une personne de taille moyenne. Dans le cas contraire, il est recommandé d'utiliser un tabouret ou un petit escabeau pour atteindre l'objet de façon sécuritaire. Ne placez pas d'objet lourd au-dessus de la hauteur de vos épaules.

Niveau sonore

Pour la sécurité de tous, il est important que le niveau sonore dans un laboratoire reste modéré. Chaque personne présente dans le local doit être en mesure d'entendre tout déversement ou incident inattendu, pour pouvoir réagir rapidement. Dans ce sens, il est interdit de porter des écouteurs dans les deux oreilles. Si la musique peut être tolérée à un niveau raisonnable par le professeur responsable dans un laboratoire de recherche, elle est interdite dans les laboratoires d'enseignement.

Travail en solitaire

Pour des raisons de sécurité, le travail en solitaire dans le laboratoire est fortement déconseillé. Les personnes responsables doivent approuver à l'avance tout travail de laboratoire à être effectué en solitaire pendant ou en dehors des heures de travail normales. Le travail en solitaire doit comporter un faible niveau de risque. L'évaluation du risque qu'entraîne un travail doit se faire au cas par cas.

Nourriture et boissons

La préparation, la consommation et l'entreposage de nourriture ou de boissons dans un laboratoire sont strictement interdits. Les salles de repos disponibles ou la cafétéria doivent être privilégiées pour la consommation de nourriture ou boissons.

Un mot pour les extincteurs**Extincteurs à CO₂ (poignée rouge)**

Feux de liquides (alcools, solvants organiques, huiles, graisses), mais aussi sur l'électronique et le matériel informatique.

Extincteurs à poudre (poignée jaune)

Feu de métaux (sodium, magnésium...) et de gaz (propane, gaz de ville).

Extincteurs à eau (poignée bleue)

Feu de matériaux solides (bois, tissus, carton, papiers).

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.

Niveau : 1^{ère}

Formation : License

Semestre : 1

T.P.1 • **Compte rendu**

Groupe

Nom et prénom(s) Nom et prénom(s) Nom et prénom(s) Nom et prénom(s)

.....
.....

Année universitaire :

QUESTIONS

Question 1 :

Quelle est le but principal de ce T.P. ?

.....

.....

.....

.....

Question 2 :

Avant d'utiliser un produit chimique, il faut lire et respecter les consignes de associés à ce produit.

Question 3 :

Pour prélever un solide, il faut utiliser un métallique. Les contacts avec les doigts sont

Question 4 :

Pour prélever un liquide il faut d'abord en verser une petite quantité dans un
Ensuite, Le flacon après usage. Finalement, utiliser une munie
d'un pipeteur pour prélever une quantité précise.

Question 5 :

Donner la signification des pictogrammes suivants :



.....



.....



.....

Question 6 :

Que dois-tu faire dans les accidents suivants ?

- Les vêtements d'un collègue prennent feu.

.....
.....

- Un produit chimique liquide se projeté dans vos yeux.

.....
.....

Question 7 :

TEC
Adresse de la société

TOLUENE

DANGER

H225-H304-H315-H336-H361d-H373 — P210-P261-P281-P301 + P310-P331

Liquide et vapeurs extrêmement inflammables.
Peut être mortel en cas d'ingestion et de pénétration dans les voies respiratoires.
Provoque une irritation cutanée.
Peut provoquer somnolence ou vertiges.
Susceptible de rendre au fatigué.
Risque présumé d'effets graves pour les organes à la suite d'expositions répétées ou d'une exposition prolongée par inhalation.

Tenir à l'écart de la chaleur/les étincelles/les flammes nues/les surfaces chaudes.
Ne pas fumer.
Éviter de respirer les poussières/fumées/gaz/aérosols/vapeurs/aérosols.
Utiliser l'équipement de protection individuel requis.
EN CAS D'INGESTION: appeler immédiatement un CENTRE ANTIPOISON ou un médecin.
NE PAS faire vomir.

Question 8 :

Identifier les verreries suivantes en indiquant leurs capacités en millilitres :



.....

.....

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1

T.P.2

- Détermination de la quantité de matière**

Selon le socle commun S.N.V.

Préparé par :

Dr. HADDAD Larbi

Année universitaire :

1. Rappel théorique

La quantité de matière est une grandeur physique qu'on utilise afin de compter des entités chimiques ou physiques. La taille et la masse des atomes rendent très difficile le comptage des atomes, molécules, ions ... etc. Il est donc a été inventé une nouvelle unité : la **mole**. Cette unité permet de quitter l'échelle microscopique et de travailler à l'échelle de laboratoire. La quantité de matière unitaire est donc une **mole**, notée ***n*** de la matière considérée, quelle que soit cette matière. La quantité de matière ne doit pas être confondue avec la masse, qui s'exprime en kilogrammes. La différence entre les deux est la masse molaire, notée ***M***.

Objectif du T.P. : Déterminer la quantité de matière (exprimée en nombre de moles) contenue dans un échantillon et de préparer un échantillon renfermant une quantité de matière fixée.

2. Définitions

- La mole (***n***) : unité utilisée pour indiquer une quantité de matière. Une mole correspond au nombre d'atomes contenus dans 12g de carbone 12. Une mole permet donc de dénombrer une grande quantité d'atomes, de molécules, d'ions, ...etc.
- Masse molaire (***M***) : la masse molaire d'une entité chimique (atome, molécule, ions) est la masse d'une mole de cette entité chimique.
- Nombre d'Avogadro (***N_A***) : nommé en l'honneur du physicien et chimiste Amedeo Avogadro, est défini comme le nombre d'entités élémentaires (atomes, molécules, ou ions en général) qui se trouvent dans une mole de matière.

La quantité de matière exprimée en moles se définit comme suit :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

- ***n*** : la quantité de matière, exprimée en moles (mol)
- ***N*** : le nombre d'entités de même espèce en jeu dans le système
- ***N_A*** : la constante d'Avogadro. Sa valeur est : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

4. Expérimentation

L'enseignant doit diviser les étudiants en deux groupes. Le premier groupe déterminera la quantité de matière contenue dans un échantillon déjà préparé. Le second groupe préparera un échantillon renfermant à une quantité de matière bien déterminée.

Protocole 1 :

Dans une fiole jaugée de 500mL, on introduit un morceau de sucre dont la masse est 11,9g. On dissout ce sucre dans l'eau et on ajuste le niveau de l'eau au trait de jauge.

- Calculer la masse molaire moléculaire du saccharose sachant que sa formule est $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- Quelle est la quantité de matière de saccharose dissous ?
- Déterminer la concentration molaire du saccharose dans la solution obtenue.

Données : $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

Protocole 2 :

- Décrire le mode opératoire pour préparer un volume $V=100,0\text{mL}$ de solution S_1 de glucose de concentration massique $C_{m1}=1,80 \text{ g.L}^{-1}$.
- Calculer la concentration molaire C_1 en glucose de formule brute $C_6H_{12}O_6$.
- On dispose d'une solution S_2 de glucose de concentration molaire $C_2=5,0.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.
- On prépare une solution S en mélangeant un volume $V_1=80\text{mL}$ de solution S_1 et un volume $V_2=20\text{mL}$ de solution S_2 . Quelle est la concentration molaire C en glucose dans la solution S obtenue ?

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.

Niveau : 1^{ère}

Formation : License

Semestre : 1

T.P.2 • **Compte rendu**

Groupe

Nom et prénom(s) Nom et prénom(s) Nom et prénom(s) Nom et prénom(s)

.....
.....

Année universitaire :

QUESTIONS

Paillasse étudiant :

- Clou en fer
- Morceau de craie
- Morceau de sucre
- Grenaille de zinc
- Sel de cuisine
- Eprouvette 30ml en verre
- Pot en verre
- Compte-goutte
- Eau distillée
- Pipette jaugée 10,0ml + propipette

Question 1 :

- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome. Symbole M. Unité : $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exemple : $M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, ...

- La masse molaire moléculaire est la somme des masses molaires atomiques.

Calculer la masse molaire de l'eau.

Question 2 :

Cas des solides

Vous disposez sur vos paillasses, d'un clou en fer, d'un morceau de sucre, d'un morceau de craie, de grenaille de zinc et de sel de cuisine. Pour chaque échantillon, vous devez mesurer sa masse à la balance électronique, calculer la masse molaire du corps pur considéré, puis en déduire la quantité en mole de l'échantillon et le nombre d'atomes ou de molécules.

- ❖ Calculer les masses molaires, les masses, les quantités et des nombres d'entités (détailler les calculs pour un seul exemple, puis remplir le tableau).

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Echantillon	Clou en fer	Morceau de sucre	Morceau de craie	Grenaille de zinc	Sel de cuisine
Formule chimique					
Masse molaire du corps pur (g.mol⁻¹)					
Masse de l'échantillon (en g)					
Nombre d'entités					
Quantité en mol					

Données $M(\text{Fe})=55,8 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{C})=12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{H})=1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{O})=16 \text{ g.mol}^{-1}$
 $M(\text{Ca})=40,1 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Zn})=65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Na})=23 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(\text{Cl})=35,5 \text{ g.mol}^{-1}$
 $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$

2) Quel est l'intérêt pour le chimiste de travailler avec des quantités en mole ?

.....

.....

.....

.....

Question 3 :

Cas des liquides

Les liquides sont caractérisés par leur masse volumique notée ρ , telle que : $\rho = m/V$ où m est la masse de l'échantillon (en g) et V son volume en ml ; ρ est donc exprimé en g.ml^{-1} .

On veut préparer, la même quantité $n = 0,3 \text{ mol}$, d'eau et d'éthanol et comparer les masses et volumes des échantillons.

❖ Copier et remplir le tableau suivant :

Espèce	Quantité n (mol)	Masse molaire M (g.mol^{-1})	Masse de l'échantillon (g)	Masse volumique (g.ml^{-1})
Ethanol				
Eau				

Question 4 :

Des quantités identiques de corps purs différents ont-ils même masse ? Même volume ?

.....

.....

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1

T.P.3

- Préparation des solutions**

• Selon le socle commun S.N.V.

Préparé par :

Dr. HADDAD Larbi

Année universitaire :

1. Rappel théorique

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

Attention, pour que l'on puisse parler de solution, il faut que le liquide soit homogène, c'est à dire que le liquide doit être constitué d'une seule phase.

En résumé :

Une solution est un mélange liquide **homogène** dans lequel un des constituants (le solvant) est en gros excès par rapport aux autres constituants du mélange (les solutés).

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

Remarque

La concentration est un paramètre intensif, c'est à dire qu'elle est indépendante de la quantité de solution. Ce n'est bien entendu pas le cas de la quantité de matière ou de la masse de soluté ; dans ces deux derniers cas il s'agit de grandeurs extensives.

2. Préparation des solutions

2.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide

Il faut tout d'abord vérifier que l'on dispose d'une fiole jaugée de volume V ; si ce n'est pas le cas, il faut choisir la fiole disponible de volume immédiatement supérieur. (Par exemple si vous devez préparer 400 mL de solution choisissez une fiole de 500 mL) On ajustera les quantités à dissoudre par rapport à ce nouveau volume.

Il faut ensuite calculer la masse m du composé X à dissoudre dans le volume V de la fiole. La quantité de matière n_X de X à introduire dans le volume V vaut $n_X = C.V$ (en prenant soin d'exprimer C en mol.L^{-1} et V en L). Une mole de X correspond à une masse M_X qui est la masse molaire de X ; cette masse se calcule à partir des masses molaires atomiques (en g.mol^{-1}) que l'on trouve dans toutes les classifications périodiques des éléments.

La masse m à dissoudre vaut donc : $m = n_X.M_X = C.V.M_X$

2.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution de concentration connue

Choix et calculs préliminaires

Après avoir vérifié que l'on dispose d'une fiole jaugée de volume V ; Il faut ensuite calculer le volume V_0 de la solution mère à introduire dans la fiole.

Pour calculer V_0 , nous allons simplement respecter la conservation de matière au cours de la dilution :

La quantité de matière de X à introduire dans le volume V vaut $C.V$ mol (en prenant soin d'exprimer C en mol.L^{-1} et V en L). Il faut donc introduire dans la fiole un volume V_0 de solution mère qui contienne $C.V$ mol de X ; le volume V_0 de solution mère contient $C_0.V_0$ mol donc il faut que :

$$C.V = C_0.V_0; \text{ soit } V_0 = C.V / C_0$$

Manipulation n°1

On veut préparer 100,0 mL de solution de sulfate de cuivre (II) de concentration 0,100 mol.L⁻¹. Les étapes préliminaires sont :

- Tout d'abord, vérifier que l'on dispose d'une fiole jaugée de 100 mL (ce qui est très courant).
- Rechercher la formule chimique du sulfate de cuivre (elle est souvent écrite sur l'étiquette du flacon).
- Sachant que cette formule est CuSO₄.5H₂O. On a donc 5 molécules d'eau pour une de sulfate de cuivre ; il faudra veiller à en tenir compte dans notre calcul de masse molaire.
- Ensuite, rechercher les masses molaires atomiques des éléments Cu, S, O et H : on trouve (en g/mol) respectivement pour Cu : 63.5, S : 32.1, O : 16 et H : 1.
- Ainsi, calculer la masse molaire du composé CuSO₄.5H₂O : $M = 63.5 + 32.1 + 4 \times 16 + 5 \times (16 + 2 \times 1)$
 $M = 249.6 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Enfin, calculer la masse $m = M.C.V = 249.6 \times 0.100 \times 0.100 = 2.496\text{g}$. Si l'on ne dispose pas d'une balance de haute précision la masse à peser pourra être arrondie à 2,50 g.

Manipulation n°2

On veut préparer 50,0ml de solution de permanganate de potassium de concentration 0,020 mol/l par dilution d'une solution mère à 0,10 mol/l. Les étapes préliminaires sont :

- Vérifier que l'on dispose d'une fiole jaugée de 50ml (ce qui est courant).
- Calculer le volume de solution mère V_0 à partir de la relation $V_0 = C.V / C_0$. On veillera à exprimer les concentrations dans les mêmes unités et on obtiendra alors V_0 dans l'unité utilisée pour exprimer V. Soit $V_0 = 50,0 \times 0,020 / 0,10 = 10\text{ml}$.

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1



T.P.3 • **Compte rendu**

Groupe

Nom et prénom(s)	Nom et prénom(s)	Nom et prénom(s)	Nom et prénom(s)
.....
.....

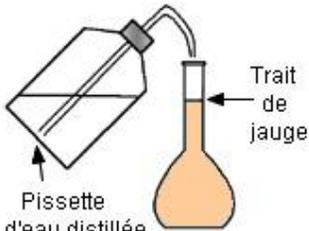
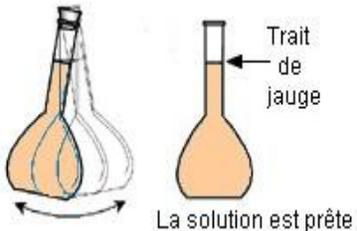
Année universitaire :

Expérimentation 1 :

Nous avons déjà vu comment préparer une solution à partir d'une masse solide. Avec détails :

Question 1 : Schématiser les trois premières opérations nécessaires à la préparation de la solution.

Question 2 : Commenter les trois dernières opérations nécessaires à la préparation de la solution.

Première étape : À l'aide d'une balance électronique, on détermine la valeur de la masse de soluté	Deuxième étape : On verse le soluté dans la fiole jaugée de volume approprié	Troisième étape : On ajoute de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$ de la graduation.
Quatrième étape :	Cinquième étape :	Sixième étape :
		

Question 3 :

Calculer le titre massique t_m et la concentration molaire C de la solution.

.....
.....
.....
.....

Question 4 :

Ecrire l'équation simplifiée de la réaction de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.

.....

Question 5 :

En déduire la concentration molaire des ions présents dans la solution.

.....

Expérimentation 2 :

Question 1 :

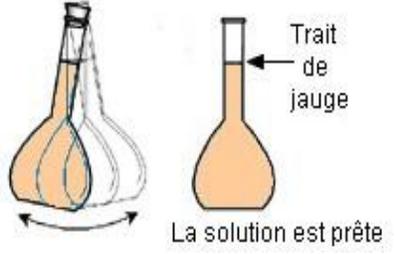
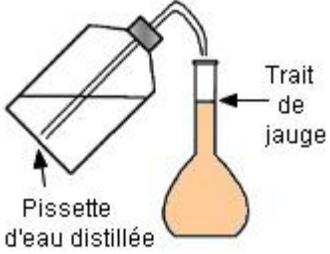
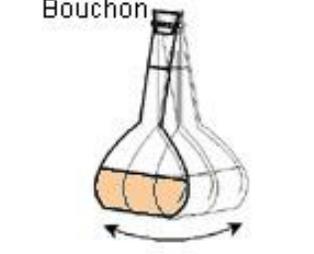
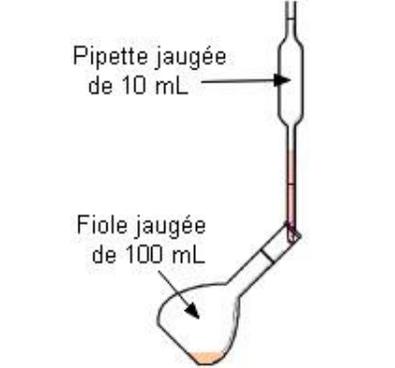
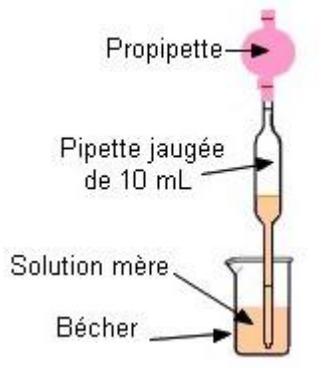
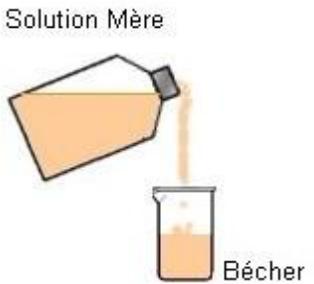
On dispose d'une solution mère de chlorure de fer III de concentration C_M .

On souhaite préparer par dilution, un volume $V_F = 100\text{ml}$ d'une solution fille de concentration C_F où $C_F = C_M / 10$. Quel volume V_M de solution mère faut-il prélever ?

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Question 2 :

Mettre en ordre chronologiques les étapes de préparation d'une solution par dilution.

 <p>(.....)</p>	 <p>(.....)</p>	 <p>(.....)</p>
 <p>(.....)</p>	 <p>(.....)</p>	 <p>(.....)</p>

Question 3 :

Décrire les étapes présentées dans les figures ci-dessus.

- 1-
- 2-
- 3-
- 4-
- 5-
- 6-

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1

T.P.4

- Mesure de densité et de masse volumique**

Selon le socle commun S.N.V.

Préparé par :

Dr. HADDAD Larbi

Année universitaire :

1. Rappel théorique

La masse

La masse est une grandeur qui caractérise la quantité de matière. Son unité légale est le kilogramme (kg). A l'échelle de laboratoire on utilise couramment le gramme (g) ou le milligramme (mg).

La masse volumique

Des corps de même volume mais faits de substances différentes n'ont pas la même masse. La masse volumique caractérise chaque substance. Pour déterminer sa valeur, on mesure la masse m d'un corps fait de cette substance et son volume V .

Calculer une masse volumique

La masse volumique d'une substance correspond à la masse de cette substance dans une unité de volume. S'il s'agit donc du rapport de la masse m de la substance par son volume (V , ici en m^3 et non en L). La masse volumique, notée ρ (lettre grecque qui se prononce rho), s'exprime selon la relation suivante : $\rho = \frac{m}{V}$

Exemple :

Nous avons une substance avec une masse $m = 4\text{kg}$ et un volume de $V = 500 \text{ dm}^3$. Quelle est sa masse volumique en kg.m^{-3} ?

Conversion du volume en m^3 : $V = 500 \text{ dm}^3 = 0,5 \text{ m}^3$

Calcul de la masse volumique ρ

On sait que : $\rho = m/V$

Ainsi, ici, $\rho = 8 \text{ kg.m}^{-3}$

Les unités de masse volumique

La masse volumique peut être exprimée selon d'autres unités que le kilogramme par décimètre cube (kg.m^3). En effet, en payant une grande attention aux conversions, on peut utiliser d'autres unités tout en conservant la cohérence nécessaire.

La densité

La densité d'une substance se note d et correspond au rapport de la masse volumique de cette substance par la masse volumique de l'eau pure à une température de 4°C.

La densité peut donc être calculée en utilisant la relation suivante :

$$d(\text{substance}) = \rho(\text{substance}) / \rho(\text{eau})$$

Les deux masses volumiques doivent être exprimées dans la même unité.

La densité n'a donc pas d'unité (les deux unités s'annulent) ! On sait qu'un litre d'eau a une masse d'un kilogramme $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg.dm}^{-3}$. Ainsi, si les masses volumiques (de l'eau et de la substance) sont exprimées en kilogramme par décimètre cube (kg.dm^{-3}), alors la relation devient :

$$d(\text{substance}) = \rho(\text{substance})/1$$

$$\text{donc } d(\text{substance}) = \rho(\text{substance}).$$

Autrement dit, la densité de la substance est alors égale à sa masse volumique dans ces conditions (à savoir une masse volumique exprimée en kg.dm^{-3}).

C'est pour cette raison que les notions de densité et de masse volumique sont souvent sujettes à des confusions. Elles restent très liées mais quelque peu différentes.

2. Calculs

Calculer la masse (m) d'une substance à partir de sa masse volumique (ρ)

Si l'on modifie la relation précédente qui exprimait donc la masse volumique en fonction du volume et de la masse, on peut alors calculer la masse :

$$\rho = m / V \quad \Leftrightarrow \quad m = \rho \times V$$

Exemple :

Un récipient contient $V = 200\text{mL}$ d'éthanol dont la masse volumique de $\rho = 789 \text{ kg.m}^{-3}$. Quelle est la masse de l'éthanol ?

Conversion du volume en m^3 : $V = 200\text{mL} = 0,2\text{L}$

Or $1\text{L} = 1\text{dm}^3$. Donc $V = 0,2\text{L} = 0,2\text{dm}^3 = 0,0002\text{m}^3$

Calcul de la masse m :

On sait que : $m = \rho \times V$

Ainsi, ici, on peut écrire : $m = 789 \times 0,0002$

$m = 0,1578 \text{ kg}$

$m = 157,8 \text{ g}$

Le récipient contient donc 157,8 g d'éthanol.

Calculer le volume d'une substance à partir de sa masse volumique

Pour calculer le volume d'une substance à partir de sa masse volumique, il suffit de reprendre la relation précédente et par un simple rapport de proportionnalité on obtient :

Exemple

Un morceau d'aluminium a une masse de 972 g et une masse volumique de 2700 kg/m³. Quelle est alors le volume du morceau d'aluminium ?

On a donc $m = 972\text{g}$ et $\rho = 2700 \text{ kg.m}^3$

La masse donnée doit être convertie en kg : $m = 972\text{g} = 0,972\text{kg}$

On utilise la relation $V = m / \rho$

Ainsi, on peut écrire : $V = 0,972/27000$. $V = 3,6 \times 10^{-4} \text{ m}^3$. $V = 0,36 \text{ m}^3$.

3. Manipulation

Objectif 1 : déterminer la masse volumique d'une solution d'eau salée saturée

Dans un premier temps, l'étudiant utilise une solution d'eau salée saturée déjà préparée en dissolvant 352g du gros sel dans un litre de l'eau distillée. (Le groupe peut en discuter la méthode de trouver cette valeur maximale de sel à solubiliser)

- Peser un bécher de 100ml vide
- Noter m_1
- Remplir le bécher avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Peser l'ensemble (bécher + eau)
- Noter la masse m_2
- Calculer la masse volumique de l'eau en kg/m³
- Remplir un autre bécher de 100ml par de la solution d'eau salée saturée

- Peser l'ensemble (eau saturée + bécher)
- Noter m_3
- Calculer la masse volumique de la solution salée en kg/m^3
- Déduire la densité de la solution saturée
- Quelle est l'unité de la densité
- Remplir le tableau ci-dessous

Données à recueillir	Valeur
Masse initiale de bécher vide m_1
Masse (bécher + eau) m_2
Masse volumique de l'eau
Masse (eau saturée + bécher) m_3
Masse volumique de l'eau salée
Densité

Objectif 2 : déterminer la masse volumique du fer

L'enseignant donne à l'étudiant une pièce métallique ayant une forme irrégulière et son objectif d'apprendre comment peut-t-il réussir à calculer expérimentalement la masse volumique de cette pièce inconnue afin de pouvoir l'identifier (supposant qu'elle est constituée d'une seule espèce chimique).

En plus de la blouse, les gants et les lunettes on aura besoin de :

- Solide inconnu
- Balance à fléaux ou balance électronique
- Eprouvette graduée de 25ml
- Eau distillée

L'expérimentation se déroule en plusieurs étapes :

- Mesurer le solide inconnu à l'aide de la balance
- Calculer le volume qu'occupe le solide. Pour cela, l'étudiant se trouve face à deux cas : soit le solide a une forme géométrique régulière (cube, rectangle, ...), et là il peut calculer le volume en utilisant les formules mathématiques appropriées ; soit utiliser la méthode de déplacement de l'eau dans un cylindre graduée si la forme géométrique est irrégulière.
- Remplir l'éprouvette graduée par 15ml de l'eau distillée.
- Glisser délicatement le solide dans l'éprouvette en inclinant cette dernière afin d'éviter de la casser.
- Lire le déplacement de l'eau après qu'elle se stabilise.
- Remplir le tableau ci-dessous.

Données à recueillir	Solide inconnu
Masse du solide
Volume d'eau initial	15ml
Volume d'eau final
Volume de solide

- Calculer la masse volumique du solide inconnu.
- Possédant un tableau qui répertorie les masses volumiques de quelques solides purs, identifier la nature de solide sujet de l'expérimentation.

ANNEXE

Voici un tableau qui présente la masse volumique de quelques solides.

Solide (à 20°C)	Masse volumique (g/cm³)
Or	19,3
Uranium	18,7
Plomb	11,3
Argent	10,5
Cuivre	8,9
Fer	7,9
Acier	7,85
Zinc	7,1
Aluminium	2,7
Magnésium	1,7
Plastique	1,17
Glace	0,92
Paraffine	0,9
Liège	0,24

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1



T.P.4 • **Compte rendu**

Groupe

Nom et prénom(s)	Nom et prénom(s)	Nom et prénom(s)	Nom et prénom(s)
.....
.....

Année universitaire :

Compte rendu

Manipulation 1 :

Suite au protocole décrit dans la brochure (eau salée saturée), compléter le tableau ci-dessous en détaillant les calculs nécessaires.

Données à recueillir	Valeur
Masse initiale de bécher vide m1
Masse (bécher + eau) m2
Masse volumique de l'eau
Masse (eau saturée + bécher) m3
Masse volumique de l'eau salée
Densité

.....
.....
.....

Manipulation 2 :

Suite au protocole décrit dans la brochure (morceau de fer), compléter le tableau ci-dessous

Données à recueillir	Solide inconnu
Masse du solide
Volume d'eau initial	15ml
Volume d'eau final
Volume de solide

- Calculer la masse volumique du solide inconnu.

.....
.....
.....

- Identifier la nature de solide sujet de l'expérimentation.

.....
.....
.....

Question 1 :

A côté du paillasse, il se trouve un verre de lait. Calculer sa densité.

.....
.....
.....

Question 2 :

A l'autre côté du paillasse, il se trouve un morceau de solide inconnu. Identifier-le.

.....
.....
.....

Question 3 : Compléter

- Si une « substance » a une densité à 1 la substance surnage.
- Si une « substance » a une densité supérieure à 1 la substance

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.	Niveau : 1^{ère}
Formation : License	Semestre : 1

T.P.5

• Recherche des groupements fonctionnels

Selon le socle commun S.N.V.

Préparé par :

Dr. HADDAD Larbi

Année universitaire :

1. Introduction

Groupement fonctionnel

On appelle groupement fonctionnel l'atome ou le groupe d'atomes qui caractérise une classe de composés organiques et qui en détermine les propriétés. Dans les alcools par exemple, dont la formule est ROH (R étant un radical alkyle quelconque), le groupe fonctionnel est le groupement hydroxyle -OH. C'est lui qui donne aux membres de cette classe de composés leurs propriétés physiques et chimiques les plus caractéristiques. En fait le groupement fonctionnel est la partie non hydrocarbonée de la molécule.

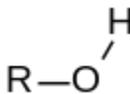
Pour identifier les groupes fonctionnels : alcool, acide carboxylique, aldéhyde, cétone, alcène, amine, halogène, contenues dans une molécule, on réalise des tests caractéristiques.

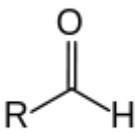
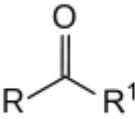
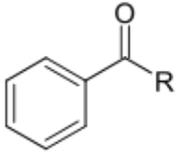
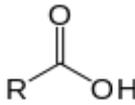
Ces tests permettent d'identifier les principales fonctions organiques intervenant dans une réaction chimique, suite à la formation de précipités ou à l'apparition de colorations diverses.

Objectif :

Identifier les groupements fonctionnels : Alcools et carbonyles. Ces deux derniers appartiennent aux groupes de l'oxygène. Le tableau ci-dessous regroupe les groupes fonctionnels alcooliques et carboxyles en fonction des atomes impliqués dans la structure. Dans les formules, les symboles R, R1, R2, etc. désignent n'importe quel groupement d'atomes.

Groupes de l'oxygène

Famille chimique	Groupe	Formule	Image
Alcool	Alc. primaire	R-CH ₂ -OH	
	Alc. secondaire	R,R1-CH-OH	
	Alc. tertiaire	R,R1,R2-C-OH	

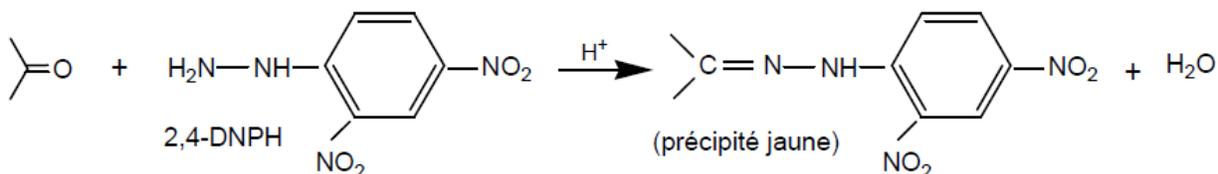
Composé carbonylé	Formyle (Aldéhyde)	$R-C(=O)H$ $R-[C](=O)H$	
	Cétone	$R-[C](=O)-R1$	
	Benzoyle	$R-CO-C6H5$	
Acide carboxylique	Carboxyle	$R-C(=O)-OH$ $R-[C](=O)-OH$	

2. Principe de l'identification

a. Tests révélant les aldéhydes et les cétones

▪ Test à la 2,4-dinitrophénylhydrazine

Le test caractéristique permettant d'identifier la présence d'un composé carbonylé est celui de la 2,4-dinitrophénylhydrazine (2,4-DNPH). La 2,4-DNPH réagit avec les fonctions aldéhydes ou cétones en formant un précipité jaune selon la réaction suivante :



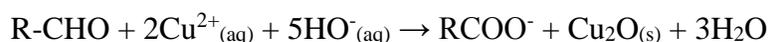
L'apparition d'un précipité jaune orangé atteste de la présence d'un composé présentant la double liaison C=O. Il s'agit d'une réaction de condensation entre la fonction carbonyle et le groupe NH₂

terminal de la 2,4- DNPH. Le solide jaune orangé peut être filtré et son point de fusion permet d'identifier le composé organique.

Les aldéhydes et les cétones sont les seuls composés à réagir positivement à ce test. La 2,4-D.N.P.H permet d'identifier les composés carbonylés, mais ne permet pas de différencier les aldéhydes des cétones.

▪ Test à la liqueur de Fehling

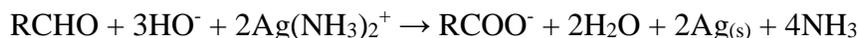
Ce test permet de distinguer entre les aldéhydes et les cétones. Il est caractéristique des aldéhydes. La solution de Fehling (ou liqueur de Fehling) est un complexe basique d'ions cuivriques et d'ions tartrate. Au cours de la réaction, le cuivre oxyde l'aldéhyde pour donner un acide selon la réaction d'oxydo-réduction suivante :



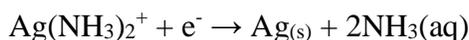
La liqueur de Fehling initialement bleue précipite en un dépôt de couleur rouge brique à chaud et cela uniquement en présence d'un composé qui présente la fonction aldéhyde (tels les sucres).

▪ Test de Tollens « test du miroir d'argent »

Le réactif de Tollens permet de mettre en évidence un aldéhyde : c'est un complexe de nitrate d'argent en solution ammoniacale ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \text{NO}_3^-$). Au cours de la réaction l'ion argent I oxyde l'aldéhyde pour donner un acide selon la réaction bilan d'oxydo-réduction suivante :



Les demi-équations électroniques sont :



Lorsque le test est effectué dans de la verrerie rigoureusement propre, l'argent se dépose finement en un miroir sur les parois du tube à essai : seuls les aldéhydes donnent ce miroir d'argent métallique. Cette réaction s'appelle « test du miroir d'argent ».

- Test positif avec les aldéhydes (miroir d'argent).
- Test négatif avec les cétones (pas de miroir).

b. Tests révélant les alcools

▪ Test de Jones

Ce test permet de distinguer rapidement entre un alcool primaire ou secondaire et un alcool tertiaire. Le réactif de Jones est le CrO_3 en présence d'acide sulfurique (H_2SO_4) dans l'acétone.

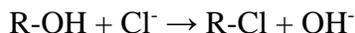
- test positif avec un alcool primaire ou secondaire : coloration bleu-vert en moins de 5 mn (couleur de l'ion de chrome III)
- test négatif avec un alcool tertiaire, la solution demeure orange.

▪ Test de Lucas

Ce test permet de distinguer entre un alcool primaire, secondaire ou tertiaire.

Le réactif de Lucas transforme les alcools en dérivés chlorés insolubles qui se séparent en couche d'apparence huileuse (phase insoluble ou émulsion).

Le précipité formé est le chlorure d'alkyle correspondant :



- en moins de 2 mn avec les *tertiaires*.
- de 5 à 10 mn avec les *secondaires* : il se forme un trouble qui augmente progressivement pour se concentrer en couche huileuse insoluble qui peut prendre plus d'une heure à se former selon l'alcool.
- les *primaires* ne réagissent pas et la solution reste limpide.

3. Mode opératoire

▪ Test à la 2,4-dinitrophénylhydrazine

Attention !!! Introduire le composé organique dans la 2,4-DNPH

❖ Préparation de la 2,4-DNPH :

- Verser 4g de 2,4-DNPH dans un erlenmeyer.
- Ajouter 20ml d'acide sulfurique concentré à 98 %.
- Ajouter, goutte à goutte, jusqu'à complète dissolution, 30ml d'eau distillée.
- Dans la solution chaude, verser 100ml d'éthanol à 95 %.

❖ Test avec la 2,4-DNPH :

- Dans un tube à essai, placer 1ml de ce réactif (2,4-DNPH) de couleur jaune.
- Ajouter quelques gouttes de composé organique à tester (exemple : éthanol, éthanal, acétone (propanone) et acide éthanoïque).
- Agiter vigoureusement et laisser reposer.

▪ Test à la liqueur de Fehling

❖ Préparation de la liqueur de Fehling :

- Solution A : 40g de sulfate de cuivre (CuSO₄) dans 1 L d'eau distillée.
- Solution B : 200g de sel de Seignette (tartrate sodicopotassique).

Remarque : La liqueur de Fehling ne se conserve pas longtemps, il faut la stocker au réfrigérateur ou la préparer au dernier moment.

❖ Test à la liqueur de Fehling :

- Dans un tube à essai, introduire 1ml de solution A (bleue) et 1ml de solution B.
- Ajouter 1ml de composé organique à tester (méthanal, éthanal ou glucose).
- Chauffer légèrement le mélange (au bain marie), en agitant.

- Il se forme un précipité rouge d'oxyde de cuivre (I) Cu_2O , si la substance testée contient une fonction aldéhyde.

▪ Test de Tollens

❖ Préparation du réactif de Tollens :

- Verser une solution (2ml) de nitrate d'argent (AgNO_3) (5%) dans un tube à essai, ajouter deux gouttes d'une solution de NaOH (5%) et mélanger.

- Tout en agitant à l'aide d'une tige de verre ; ajouter, goutte à goutte, une quantité suffisante d'hydroxyde d'ammonium (2%) pour dissoudre le précipité (environ 7ml).

- S'il reste quelques grains noirs (de nitrate d'argent ammoniacal) non solubilisés, filtrer à l'aide d'un entonnoir à tige courte.

❖ · Test de Tollens :

Attention !!! Le test échouera s'il y a trop d'ammoniaque.

- Dans un tube à essais, parfaitement propre et sec, verser 3ml de réactif de Tollens, fraîchement préparé.

- Ajouter 4 gouttes du produit à tester. Agiter doucement.

Remarque : Le réactif de Tollens et la liqueur de Fehling sont spécifiques aux aldéhydes. Ces tests correspondent à des réactions d'oxydoréduction et mettent en évidence le pouvoir réducteur des aldéhydes : les aldéhydes sont oxydables alors que les cétones ne le sont pas.

▪ Test de Lucas

❖ Préparation du réactif de Lucas :

- Verser 10ml d'acide chlorhydrique concentré (à 37 %) dans un erlenmeyer placé dans un bain de glace.

- Y dissoudre 16g de chlorure de zinc anhydre (ZnCl_2).

❖ Test avec le réactif de Lucas :

- Prendre 3 tubes à essais secs et propres, verser 2ml de réactif de Lucas dans chaque tube.

- Ajouter 5 gouttes d'alcool : primaire, secondaire et tertiaire dans trois tubes différents.
 - Boucher les 3 tubes et agiter énergiquement pendant 1mn.
 - Laisser reposer et noter le temps nécessaire à l'apparition d'un trouble :
- * Pour les alcools tertiaires, la réaction est très rapide et se traduit par l'apparition immédiate d'un trouble (dû aux dérivés chlorés, insolubles dans l'eau).
- * Les alcools secondaires, réagissent au bout de 10mn.
- * Les alcools primaires ne réagissent pas.
- **Test de Jones**
 - ❖ Préparation du réactif de Jones : préparé par Sara
- Dissout 26,72g de CrO_3 dans 23ml de H_2SO_4 concentré.
 - Compléter avec de l'eau distillée jusqu'à un volume de 100ml.
 - ❖ Test avec le réactif de Jones :
 - Dans un tube sec, verser 1ml d'acétone et une goutte d'alcool.
 - Ajouter une goutte du réactif de Jones.

République Algérienne Démocratique et Populaire

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université Echahid Hamma Lakhdar – El Oued

Faculté des Sciences de la Nature et de la Vie

Département de Biologie

Domaine : S.N.V.

Niveau : 1^{ère}

Formation : License

Semestre : 1

T.P.5 • **Compte rendu**

Groupe

Nom et prénom(s) Nom et prénom(s) Nom et prénom(s) Nom et prénom(s)

.....
.....

Année universitaire :

Compte rendu

- Reporter vos résultats dans le tableau suivant :

<i>Manipulation</i>	Fonction	Test	Observation	Résultat
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				

- Comment peux-tu identifier :

Un alcool :

.....
.....

Un aldéhyde :

.....
.....

Une acétone :

.....
.....

Références



1. 100 Fiches Pratiques de Sécurité des Produits Chimiques au Laboratoire, *Marie-Hélène Aubert et al.*, Dunod, **2001**.
2. 150 Fiches Pratiques de Sécurité des Produits Chimiques au Laboratoire, *S. Bernier et al.*, Dunod, 5^{ème} édition, **2018**.
3. Chimie des solutions, *Stéphane Mathé*, Dunod, **2018**.
4. Chimie générale expérimentale : Tout pour réussir les TP aux concours, *Jonathan Piard, deboeck*, 1^{ère} édition, **2018**.
5. Chimie Générale, *Danielle Baeyens-Volant et Nathalie Warzée*, Dunod, 2015.
6. Chimie organique expérimentale, *Mireille Blanchard-Desce*, HERMANN, **1997**.
7. Cracking the AP Chemistry Exam, *Selena Coppock*, TPR Education IP Holdings, LLC, Premium Edition, **2018**.
8. Eléments de Chimie Physique, Peter W. Atkins, Université De Boeck, **1996**.
9. General Chemistry, *Linus Pauling*, Dover Publications INC, New York, **1980**.
10. Hazardous Laboratory Chemicals Disposal Guide, *Armour, M.A.*, 3^{ème} édition, Boca Raton, Floride : CRC Press, **2003**.
11. Hygiène et Sécurité au Lire de Biologie Médicale, *E. Vinner et al.*, Annuaire Biologique Clinique, 325-350, **2013**.
12. La sécurité dans le laboratoire de chimie, *Lisa Moran et Tina Masciangioli*, The National Academies Press, **2010**.
13. La Sécurité en Laboratoire de Chimie et de Biochimie, *André Picot et Philippe Grenouillet*, Tec & Doc, 2^{ème} édition, **1993**.

14. La théorie des groupes en chimie, *François Volatron et Patrick Chaquin*, deboeck, 1^{ère} édition, **2017**.
15. Leçons de physique : une approche moderne, *José-Philippe Pérez et al.*, deboeck, **2011**.
16. L'essentiel de chimie organique, *Laurent SALLES*, ellipses, **2002**.
17. Manuel de Santé et Sécurité Travail en Laboratoire, *Division Santé et Sécurité en Milieu de Travail et d'Etudes*, Université de Sherbrooke, **2013**.
18. Norme ISO 15190 : Laboratoires de médecine – Exigences pour la sécurité. Saint-Denis : AFNOR, **2003**.
19. Norme NF EN 12469 : Biotechnologie – Critères de performance pour les postes de sécurité microbiologique. Saint-Denis : AFNOR, **2000**.
20. Norme NF EN ISO 14001 : Systèmes de management environnemental – Exigences et lignes directrices pour son utilisation. Saint-Denis : AFNOR, **2004**.
21. Norme NF ISO 31000 : Management du risque – Principes et lignes directrices. Saint-Denis : AFNOR, **2010**.
22. Physique expérimentale, *Michel Fruchart et al.*, deboeck, 1^{ère} édition, **2016**.
23. Principes de chimie, *Peter William Atkins et al.*, deboeck, 4^{ème} édition, **2017**.
24. Prudent Practices in the Laboratory, *National Research Council of the National Academies*, The National Academies Press, 500 Fifth St., N.W., Washington, DC, 20001, **2011**.
25. Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry, *I, Mills*, Green Book, Oxford, Blackwell Science, 2^{ème} édition, **1993**.
26. Quarante expériences illustrées de chimie générale, organique et inorganique, *Raymond Grüber, Elodie Martinand-Lurin*, deboeck, **2012**.

27. Quarante expériences illustrées de chimie générale, organique et inorganique, *Raymond Grüber et Elodie Martinand-Lurin*, deboeck, 1ère édition, **2012**.
28. Risque Chimique au Laboratoire, *Isabelle Lagny*, Les Editions de l'Ecole Polytechnique, **2012**.
29. Sciences Fondamentales, *Eytan Beckmann et Jean-Jack Vignaux*, DeBoeck, Paris, **2018**.
30. Sécurité et Prévention des Risques en Laboratoire de Chimie et de Biologie, *Picot André, Ducret Jean*, 3^{ème} édition, Lavoisier, **2013**.
31. Techniques expérimentales en chimie, *Anne-Sophie Bernard et al.*, Dunod, 3^{ème} édition, **2018**.
32. Toute la chimie pour bien commencer sa licence, *Valérie Alezra*, deboeck, 1^{ère} édition, **2018**.
33. Travaux pratiques de chimie : De l'expérience à l'interprétation, *Thomas Barilero et al.*, Editions Rue d'Ulm, **2013**.
34. Travaux Pratiques de Chimie Organique, *Ph. Lion*, Dunod, **1995**.
35. Travaux Pratiques de Chimie Tout Prêts, *Thomas Barilero et al.*, Editions Rue d'Ulm, **2009**.