

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA
RECHERCHE SCIENTIFIQUE

UNIVERSITE 8 MAI 1945 GUELMA

Faculté des mathématiques et de l'informatique et des sciences de la matière
Département des sciences de la matière



**POLYCOPIE DE TP
CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE**

Réalisé par:

Dr. FISLI Hassina

2016

TABLE DES MATIERES

INTRODUCTION.....	1
TP 01. PRINCIPES DE LA CHIMIE EXPERIMENTALE.....	3
1. SECURITE EN TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE.....	4
1.1. Règles de sécurité de base dans un laboratoire de chimie.....	4
1.2. Pictogrammes.....	8
1.2.1. Affichage en salle de TP.....	8
1.2.2. Nouveaux pictogrammes.....	9
1.2.3. Symboles de danger	9
2. MATERIEL DE LABORATOIRE.....	12
2.1. Matériel et verrerie.....	12
2.2. Matériaux utilisés.....	13
2.3. Appareillage de laboratoire	14
3. COMMENT REDIGER UN COMPTE-RENDU DE TRAVAUX PRATIQUES.....	24
4. REFERENCES.....	27
TP 02. DETERMINATION DE LA QUANTITE DE MATIERE.....	29
1. OBJECTIFS PEDAGOGIQUES DE LA SEANCE DE TP.....	30
2. BUT DU TP.....	30
3. DEMARCHE.....	30
4. PRINCIPE ET NOTIONS DE BASE.....	31
5. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES.....	32
6. PROTOCOLE OPERATOIRE.....	33
6.1. Détermination de la quantité de matière contenue dans un échantillon de corps pur....	33
6.1.1. Détermination de la quantité de matière pour un solide : Par mesure de la masse.....	33
6.1.2. Détermination de la quantité de matière pour un liquide : Par mesure de la masse.....	34
6.2. Préparation d'un échantillon contenant une quantité de matière donnée (Prélèvement d'une quantité de matière d'un échantillon).....	35
6.2.1. Préparation d'une quantité de matière de solide : En mesurant la masse.....	35
6.2.2. Préparation d'une quantité de matière de liquide.....	35

7. QUESTIONS.....	37
8. CORRIGE TYPE.....	38
9. REFERENCES.....	41
TP 03.PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET PAR DILUTION	42
1. RAPPELS.....	43
2. BUT DU TP.....	46
3. PRINCIPE.....	47
3.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un solide.....	47
3.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère.....	47
3.3. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère commerciale de concentration x	48
4. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES.....	49
5. MODE OPERATOIRE.....	50
5.1. Procédure de préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide.....	50
5.2. Procédure de préparation d'une solution par dilution d'une solution aqueuse concentrée ou d'un liquide pur.....	52
5.2.1. Préparation d'une solution à partir d'un liquide de concentration connue.....	52
5.2.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale.....	53
6. QUESTIONS.....	56
7. CORRIGE TYPE.....	58
8. REFERENCES.....	61
TP 04. RECHERCHE DES GROUPES FONCTIONNELS	62
1. RAPPELS.....	64
1.1. Définitions.....	64
1.2. Familles chimiques.....	66
1.2.1. Famille des composés halogénés.....	66
1.2.2. Famille des alcools.....	67
1.2.3. Famille des amines.....	67
1.2.4. Familles des composés carbonylés.....	68
1.2.5. Famille des acides carboxyliques.....	69
2. ANALYSE ORGANIQUE FONCTIONNELLE.....	69

2.1. Principe.....	69
2.2. Démarche.....	70
3. BUT DU TP.....	71
4. QUELQUES TESTS CARACTERISTIQUES.....	71
4.1. Aldéhydes et cétones.....	72
4.1.1. Test à la 2,4-dinitrophénylhydrazine.....	72
4.1.2. Test à la liqueur de Fehling.....	73
4.1.3. Test du miroir d'argent de Tollens.....	75
4.2. Alcools.....	77
4.2.1. Test de Lucas.....	77
4.2.2. Test de Jones.....	79
4.3. Phénol.....	80
4.4. Caractérisation des amines basée sur les propriétés acido-basiques.....	81
4.5. Caractérisation des acides carboxyliques.....	82
4.5.1. Caractérisation des acides carboxyliques basée sur les propriétés acido-basique.....	82
4.5.2. Test à l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3	83
5. QUESTIONS.....	84
6. CORRIGE TYPE.....	85
7. REFERENCES.....	87
ANNEXE.....	88

INTRODUCTION

L'objectif principal de ces travaux pratiques (TP) est de familiariser les étudiants avec le travail au laboratoire et avec les techniques de laboratoire de base. Les TP constituent un complément indispensable du cours et des travaux dirigés. Ces TP sont en relation avec les principes de chimie décrits dans les cours de Chimie I (CHIMIE GENERALE ET ORGANIQUE-SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE SNV 1^{ère} année).

Au cours de ces séances de TP, les étudiants réalisent une série de manipulations qui leur permettent de se familiariser avec les outils de la chimie: apprendre à peser, à transférer quantitativement, à prélever et à rédiger un compte rendu.

Les étudiants devront être finalement capables de réaliser des manipulations en laboratoire, d'exploiter les résultats expérimentaux obtenus, de développer une habileté d'expérimentation; et de produire des documents en toute rigueur scientifique.

Les séances de TP se déroulent selon le même schéma. La séance comprend :

*la présentation du TP de la journée ;

*et la manipulation des étudiants.

La présentation du TP permet l'explication du principe de la manipulation ainsi que la présentation du protocole. Celle-ci s'accompagne d'une présentation du matériel et des réactifs ainsi que de leur place dans la salle. Elle permet également d'insister sur les consignes de sécurité.

CONTENU

1. Principes de la chimie expérimentale
2. Détermination de la quantité de matière
3. Préparation des solutions par dissolution et par dilution
4. Recherche des groupements fonctionnels

Pour chacun des thèmes proposés, une introduction est proposée ainsi que le protocole des expériences ou des observations. Les résultats prévus ne sont pas annoncés dans ce protocole; les étudiants doivent les découvrir et les commenter avec l'aide de leur cours théorique et d'éléments bibliographiques mis à leur disposition.

Ces TP ont été construits et inspirés à partir de plusieurs références, rassemblées et mentionnées en listes non exhaustives en fin de chaque TP dans la partie REFERENCES.

Dr. FISLI Hassina

TP N ° 01. PRINCIPES DE LA CHIMIE EXPERIMENTALE

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

Contenu

<i>1. Sécurité en travaux pratiques de chimie.....</i>	<i>4</i>
<i>2. Matériel de laboratoire.....</i>	<i>12</i>
<i>3. Comment rédiger un compte rendu de TP.....</i>	<i>24</i>
<i>4. Références.....</i>	<i>27</i>

"L'homme et sa sécurité doivent constituer la première préoccupation de toute aventure technologique"

Albert EINSTEIN

1. SECURITE EN TRAVAUX PRATIQUES DE CHIMIE

1.1. Règles de sécurité de base dans un laboratoire de chimie

Les activités expérimentales jouent un rôle essentiel dans l'enseignement de chimie. Dès les premières séances de travaux pratiques (TP) de l'année, vous serez amenés à utiliser de la verrerie fragile (bécher, erlenmeyer, burette, ...), des appareils de chauffage et des produits chimiques (solvants organiques toxiques, inflammables, irritants...).

Il est impératif pour la sécurité des personnes et du matériel que certaines règles de sécurité soient précisées et appliquées dès le début de l'année.

Une grande discipline et une grande rigueur expérimentale sont exigées toute l'année.

Un incident, est souvent dû au non respect des règles élémentaires de sécurité. Tout étudiant doit penser à sa propre sécurité ainsi qu'à celle de ses collègues.

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

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

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

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

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

4. Tous les vêtements flottants (écharpes ou autres) doivent être enlevés. Tout foulard, partie de vêtement ou accessoire doit être convenablement rentré dans la blouse.
5. Les habits ne doivent pas être mis sur ou à côté des paillasses. Ils doivent être accrochés à un endroit où ils ne risquent rien.
6. Le port de bijoux (bagues, bracelet, montres..) est fortement déconseillé.
7. Les sacs doivent être déposés au fond de la salle.
8. **Les étudiants ne doivent prendre que le minimum d'affaires sur la paillasse.**
9. Au cours des manipulations, ils doivent ranger leurs affaires sous la paillasse. On ne doit jamais manipuler au-dessus d'un classeur ouvert.
10. N'entreposer que les produits nécessaires à la manipulation sur le plan de travail.
11. Aucun objet ne doit encombrer les allées.
12. **Les étudiants doivent toujours manipuler debout.**
 - ✓ Les tabourets ou les chaises doivent être rangés sous la paillasse afin de ne pas encombrer les allées.
 - ✓ **Les déplacements dans le laboratoire doivent être réduits au minimum.**
 - ✓ Ne pas courir dans le laboratoire.
 - ✓ Ne pas lancer d'objets.
13. **Pour chaque manipulation présentant un risque potentiel (signalé par le professeur), les étudiants doivent mettre des gants et des lunettes de protection.**
 - ✓ Portez des gants appropriés lors de toute manipulation de substances chimiques dangereuses, d'objets tranchants, de matières très chaudes ou très froides, de substances chimiques toxiques et de substances de toxicité inconnue.

- ✓ Quand vous manipulez avec des gants, vous ne devez pas vous toucher le visage ou toute autre partie du corps au cours de la manipulation.
- ✓ Ne pas toucher des objets collectifs (poignées de portes, téléphone...) avec des gants contaminés ou susceptibles de l'être.
- ✓ le port des gants en latex est strictement interdit pour les manipulations nécessitant l'utilisation d'un bec bunsen, du banc kofler, d'une plaque chauffante et d'un bain d'huile.
- ✓ Lavez-vous les mains avec de l'eau et du savon immédiatement après avoir travaillé avec des substances chimiques, même si vous avez porté des gants.
- ✓ Pour certaines manipulations «dangereuses», même les personnes portant des lunettes correctives doivent se munir de lunettes de protection supplémentaires.

14. Port des verres de contact strictement interdit : Les lentilles de contact ne protègent pas les yeux contre les lésions et ne remplacent pas les lunettes de sécurité contre les projections chimiques. Ne portez pas de lentilles de contact lorsqu'il existe un risque d'exposition à des vapeurs chimiques, à des projections chimiques ou à de la poussière chimique. Les lentilles de contact peuvent être endommagées dans ces conditions, des vapeurs organiques ou corrosives peuvent les endommager de façon irréversible ou s'infiltrer sous la lentille.

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

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

17. Manipuler les produits inflammables hors d'une flamme et les maintenir éloignés de toute source de chaleur.

18. À moins d'indication contraire, on ne goûte jamais un produit chimique et on évite son contact avec la peau et les yeux, car certaines substances entraînent des irritations cutanées, provoquent des brûlures ou encore sont absorbées rapidement par la peau.
19. On ne doit **jamais pipeter avec la bouche**, mais employer une poire ou une pipette automatique en s'assurant que la pointe de la pipette est immergée sous la surface du liquide.
20. Fermer systématiquement tout flacon.
21. Verser les produits du côté opposé à l'étiquette.
22. Ne pas **prélever** à la bouteille. Transvaser dans un grand bécher propre et annoter le volume nécessaire pour les manipulations. Cela évite de se retrouver avec des solutions polluées.
23. Ne pas remettre dans le flacon le produit restant inutilisé sans avis de l'enseignant.
24. Il convient d'être très attentif aux consignes relatives à l'utilisation de matériel spécifique (verrerie, montages...), et la conduite de certaines opérations (chauffage, lavage, ...).
25. Avant utilisation, vérifier l'état de votre matériel. Ne pas utiliser de verrerie ébréchée.
26. Utilisez le matériel de laboratoire uniquement aux fins prévues.
27. Les paillasses doivent être nettoyées au cours de la séance et laissées rigoureusement propres et sèches en fin de séance.
28. Les flacons et récipients contenant des produits chimiques doivent être clairement étiquetés pour faciliter leur identification. On pourra utiliser un **feutre à alcool** et écrire directement le nom du produit chimique sur le verre (Pour effacer les inscriptions, utiliser de l'éthanol à 95%). Dans le cas de produits préparés que l'on souhaite conserver pour une séance ultérieure, **la date de fabrication, le nom du produit ainsi que les noms des membres du binôme doivent être indiqués (y compris pour les produits qui sont placés à l'étuve pour séchage).**

29. L'élimination des produits chimiques doit être soigneusement planifiée. En général, de petites quantités de substances solubles dans l'eau et peu toxiques (solutions diluées de sels non-toxiques, d'acides ou de bases, cétones ou alcools à chaîne courte) peuvent être éliminées par l'égout de l'évier, en diluant : en faisant circuler l'eau.
- ✓ Aucun produit organique, aucun métal lourd, aucun solide ne doivent être jetés à l'évier ; ils seront collectés dans des flacons adéquats et correctement étiquetés.
 - ✓ Le pH des solutions acido-basiques sera rectifié entre 6-8 avant de les jeter.
 - ✓ Ne jamais mélanger des déchets incompatibles (c.à.d. qui provoquent des réactions exothermiques violentes). Chaque fois que c'est possible, réserver un récipient à un déchet individuel.
30. Vous porterez une attention particulière à la **protection de l'environnement** en utilisant les quantités et les concentrations les plus faibles possibles, et en utilisant les bidons de récupération des déchets chimiques prévus à cet effet.
31. Se conformer à toutes consignes données par les professeurs concernant l'élimination des déchets.
32. Se conformer à toutes consignes supplémentaires données par les professeurs.
33. Signaler toute situation dangereuse, tout incident et tout accident au professeur, ne jamais tenter de régler seul un problème.
34. **Les pictogrammes de sécurité doivent être connus.**
35. **Il est impératif de se laver les mains avant de quitter la salle de TP.**

1.2. Pictogrammes

1.2.1. Affichage en salle de TP

Un **affichage** concernant les **symboles de sécurité** est également effectué dans les salles de TP.

Il a été réalisé afin d'informer les étudiants sur la signalétique utilisée concernant le **sauvetage** et les **secours**, les **obligations**, l'**avertissement** et la signalisation de **risque** ou de **danger**, le **matériel** ou **équipement de lutte contre l'incendie**.

1.2.2. Nouveaux pictogrammes

Le **Système Général Harmonisé** de classification et d'étiquetage des **produits chimiques** (SGH) est un **système international** d'étiquetage des matières dangereuses. Il est destiné à **unifier les différents systèmes nationaux et internationaux** en vigueur.

Il décrit la **classification des produits chimiques par types de danger** et propose des éléments de communication correspondant à ces dangers, y compris des étiquettes et des fiches de données de sécurité.

Le SGH vise aussi à garantir que l'information sur les dangers physiques et la toxicité des produits chimiques soit disponible dans le but d'**améliorer la protection de la santé humaine et de l'environnement** au cours de la manipulation, du transport et de l'utilisation de ces produits.

Il fournit également une base pour l'**harmonisation des prescriptions et réglementations sur les produits chimiques** aux échelles nationale, régionale et internationale, facteur important pour la facilitation des échanges commerciaux.

1.2.3. Symboles de danger

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

A. Symboles internationaux

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

B. Informations codées de la Communauté européenne

Pour identifier les risques particuliers présentés par une substance chimique et les conseils de prudence correspondants, outre les symboles de dangers déjà cités, la Communauté européenne a prescrit un système d'étiquetage codé comportant une lettre suivie d'un indice

numérique : la lettre R se rapporte au risque et le chiffre qui la suit le spécifie ; la lettre S se rapporte à des conseils de prudence et le chiffre qui la suit les précise.

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

ancien pictogramme et mention*	Code SGH	Pictogramme	Mention	Remarques
 Produit Explosif (E)	SGH01		Explosif	Produits qui ont la capacité d'exploser lors d'un choc ou s'ils sont exposés à une source de chaleur.
 Produit Inflammable (F)	SGH02		Inflammable	Produits inflammables, qui prennent feu près d'une flamme ou spontanément si la température est trop élevée , tels que les solvants organiques, les essences, les alcools, le magnésium et le sodium métal. Ils sont donc à utiliser loin d'une flamme ou d'une source de chaleur.
 Produit Comburant (O)	SGH03		Comburant	Produits comburants, favorisent ou provoquent une combustion , tels que les nitrates (ammonium, calcium, magnésium, potassium, sodium, zinc) et le dioxygène. Ils sont donc à utiliser loin d'une flamme ou d'une source de chaleur.
(aucun symbole)	SGH04		Gaz sous pression	Produits à stocker et à utiliser notamment à l'ouverture, avec extrême précaution: éviter choc, flamme ou source de chaleur

 Corrosif (C) ou  Nocif Irritant (Xi)	SGH05		Corrosif	Produits corrosifs, ils s'attaquent aux tissus biologiques ainsi qu'aux matériaux. Tels que les acides et les bases, le nitrate d'argent et l'eau de Javel.
 Toxique (T) ou très Toxique (T+)	SGH06		Toxique	Produits toxiques, ils peuvent donner la mort à faibles doses et doivent être manipulés avec extrême précaution et des protections adéquates. Tels que le brome, le tétrachlorure de carbone, les sels de chrome, le méthanol, le phénol, le plomb et ses sels et les nitrites.
 Nocif, Irritant (X, Xi)	SGH07		Toxique, irritant, sensibilisant, narcotique	Produits toxiques ou nocifs (irritant, sensibilisant, narcotique,... Provoquent des irritations et des troubles divers par inhalation et par ingestion , tels que les acides et les bases, de TRES nombreux produits chimiques, y compris les colorants utilisés en biologie, les solvants organiques et l'eau de Javel.) qui doivent être manipulés avec les protections adéquates.
 Toxique (T) ou  Nocif	SGH08		Sensibilisant, cancérigène, mutagène, reprotoxique	Produits qui peuvent occasionner des désagréments pour la santé, nocifs ou toxiques. Ils doivent être manipulés avec les protections adéquates.
 Nuisible pour l'environnement (N)	SGH09		Produits néfastes pour l'environnement.	Entraînent des dégâts plus ou moins important pour la flore et la faune , tels que les acides et les bases, les solvants organiques, les essences, les sels de chrome, le méthanol, le phénol, le plomb et ses sels, les nitrites, les nitrates, etc ... qui sont donc à récupérer après utilisation pour qu'ils soient traités (cas des solvants organiques).

*les anciens symboles de danger (EU 1999) ne doivent plus être utilisés depuis fin 2011 pour les substances, fin 2012 (2013) pour les mélanges et les préparations, et seront totalement obsolètes en 2016.

2. MATERIEL DE LABORATOIRE

2.1. Matériel et verrerie

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

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

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

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

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

2.2. Matériaux utilisés

Les différents récipients de laboratoire sont en verre ordinaire, en pyrex ou verre boraté, en plastique ou en métal.

Les verres ordinaires ne supportent pas d'être chauffés directement à la flamme, ni les chocs thermiques trop brutaux. Ils offrent une bonne résistance aux solutions acides mais supportent mal des séjours prolongés dans les milieux basiques concentrés.

Le verre boraté ou pyrex comprend les mêmes éléments que le verre ordinaire mais on lui ajoute du trioxyde de dibore (B_2O_3); cela rend le verre plus transparent aux rayons ultra-violet et augmente la résistance du verre au choc thermique. Cela permet aussi les soudures verre-métal. Tous les récipients devant être chauffés sont en pyrex.

Les métaux sont rarement employés dans la fabrication de récipients. On trouve cependant des creusets en nickel ou platine qui peuvent supporter de hautes températures avec des liquides relativement corrosifs. On les utilise principalement pour les électrodes qui sont faites en général de platine, de nickel ou d'argent. On s'intéresse dans ce cas à leurs propriétés conductrices du courant.

Les plastiques tendent de plus en plus à remplacer le verre ordinaire. Les plus couramment employés sont le polyéthylène ou le polypropylène. Le polypropylène haute densité est blanc translucide à opaque. Il peut résister à des températures inférieures à $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sa densité moyenne est de 0,95. Il résiste bien aux milieux acides et basiques mêmes concentrés. Sa résistance aux solvants organiques est variable selon les solvants. Il s'opacifie et se colore à la lumière solaire. Le polypropylène a le même comportement que le polyéthylène envers les liquides chimiques: acides, bases ou solvants organiques. Son seul avantage est de résister à de plus hautes températures. Il peut supporter très longtemps une température de $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ et peut même être porté un court instant à $145\text{ }^{\circ}\text{C}$. On peut améliorer la résistance à la chaleur en utilisant le polyméthylpentène qui résiste à de hautes températures pouvant aller jusqu'au $180\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2.3. Appareillage de laboratoire

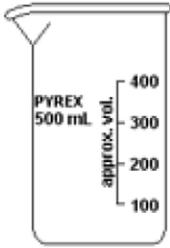
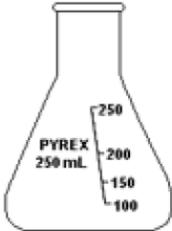
La **verrerie de laboratoire** désigne divers récipients, instruments et équipements en verre (verrerie) utilisés en laboratoire par les chimistes et les biologistes pour des expériences scientifiques ou des procédures à petite échelle. Par extension, ces récipients ne sont pas forcément en verre, le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

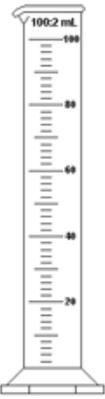
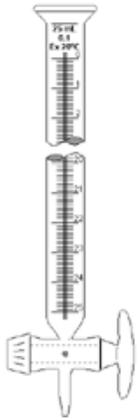
Chaque élément de verrerie a une utilisation spécifique qui dépend de ce que l'on cherche, de la précision que l'on souhaite sur une mesure, et / ou des conditions dans lesquelles se déroule l'expérience.

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

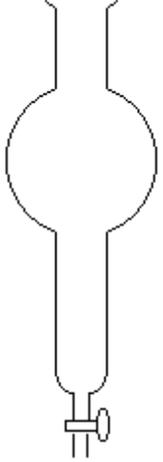
Tableau 2. Les principaux objets utilisés au laboratoire et en TP.

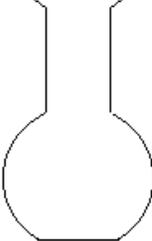
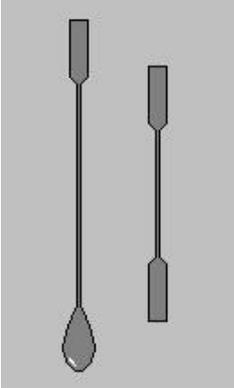
Objet	Type	Utilisation	Remarque
 <p>LE TUBE A ESSAI</p>	Verrerie usuelle	Le tube à essais est utilisé pour les réactions faisant intervenir de petites quantités de réactifs. Un tube à essais peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex.	<ul style="list-style-type: none"> - Il ne faut jamais chauffer le fond du tube lorsqu'il contient un liquide (projection). Il faut chauffer au niveau de la surface du liquide en veillant bien à tenir la pince en bois en dehors de la flamme et de sa chaleur. - Lorsqu'on chauffe le contenu d'un tube, il est indispensable de diriger le haut du tube vers un écran de projection ou, à défaut, vers un mur. - Un tube à essais ne doit jamais être rempli plus qu'au tiers.

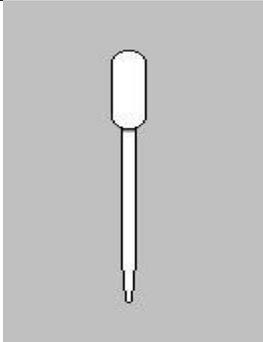
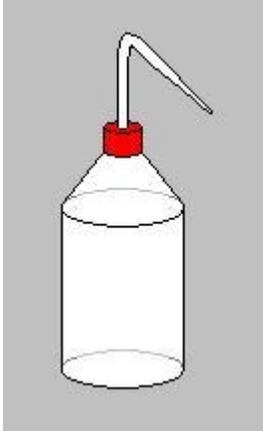
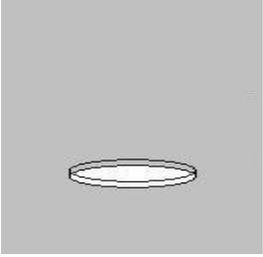
 <p>LE BECHER</p>	Verrerie usuelle	<p>Le bécher est utilisé pour :</p> <ul style="list-style-type: none"> - stocker une solution (avant un prélèvement par exemple), - faire quelques réactions chimiques, - faire certains dosages (pH-métriques notamment). <p>Il peut être chauffé à condition d'être en Pyrex.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Il ne faut jamais directement se servir dans le flacon. Introduire de la verrerie même propre dans un flacon polluerait le contenu du flacon. Il faut donc verser une partie du flacon dans un bécher avant de se servir. De plus, si après utilisation il reste encore du liquide dans le bécher, il ne faut surtout pas le remettre dans le flacon de départ. - Les graduations sur un bécher sont très approximatives. UN BECHER NE DOIT JAMAIS ETRE UTILISE POUR MESURER UN VOLUME PRECIS.
 <p>L'ERLENMEYER (ou ERLLEN)</p>	Verrerie usuelle	<p>L'erenmeyer 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 :</p> <ul style="list-style-type: none"> - réceptionner un liquide qui tombe goutte par goutte (distillation par exemple.) - 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). <p>S'il est nécessaire de plonger différents instruments de mesure (thermomètre, sonde pH-métrique...) dans le milieu réactionnel, il est alors préférable d'utiliser un bécher.</p> <p>Un erlenmeyer peut recevoir un bouchon et être chauffé à condition d'être en Pyrex.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Bien que gradué, l'erenmeyer ne peut pas servir pour mesurer précisément un volume de liquide (graduations indicatives).

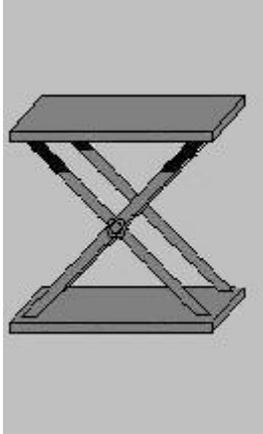
 <p>LE VERRE A PIED</p>	Verrerie usuelle	<p>Le verre à pied n'a pas de fonction bien définie. Il peut être utilisé :</p> <ul style="list-style-type: none"> - pour récupérer des liquides, - comme « poubelle » pour les eaux de rinçage d'une burette graduée, d'une pipette jaugée, d'une sonde pH-métrique ou conductimétrique. <p>En verre ordinaire, il ne peut pas être chauffé.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Parfois gradué, le verre à pied ne peut pas absolument servir pour mesurer un volume de liquide (graduations très indicatives).
 <p>L'EPROUVETTE GRADUEE</p>	Verrerie pour mesurer	L'éprouvette graduée sert à mesurer des volumes avec une précision de l'ordre de 1% (très utilisée pour les préparations). Toutefois elle n'est pas assez précise pour les dosages.	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer une éprouvette avant réutilisation ne suffit pas : les gouttes d'eau du rinçage qui restent dans l'éprouvette peuvent modifier la concentration du liquide que l'on veut y placer. Il faut donc que l'éprouvette soit propre ET sèche avant chaque utilisation. - La lecture d'un volume nécessite des précautions particulières : Toujours lire la valeur en bas du ménisque. - Il faut choisir une éprouvette dont le volume est le plus proche du volume à mesurer. -C'est un instrument de mesure, il ne doit pas être chauffée !
 <p>LA BURETTE GRADUEE</p>	Verrerie pour mesurer	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. Après utilisation, la burette doit être rincée puis remplie d'eau distillée. Avant chaque utilisation elle doit être rincée une fois avec la solution que l'on veut y introduire.	<ul style="list-style-type: none"> - Pour régler le niveau "zéro" il faut dépasser avec le liquide la graduation "zéro" puis ouvrir le robinet et faire baisser le niveau du liquide jusqu'au "zéro" (attention au ménisque). Toujours penser à chasser l'éventuelle bulle d'air sous le robinet.

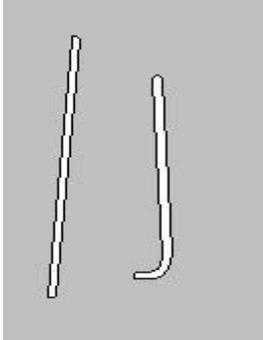
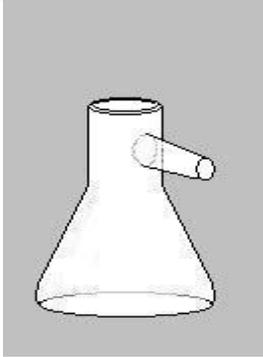
 <p>LA PIPETTE GRADUEE</p>	Verrerie pour mesurer	<p>La pipette graduée permet de mesurer de petits volumes de liquide avec une précision moyenne. On l'utilise dans la préparation des solutions, avec une propipette (poire aspirante) ou un pipeteur, pour prélever la solution mère.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Les pipettes les plus courantes ont une capacité de 1 mL; 2 mL; 5 mL et 10 mL: c'est la quantité totale de liquide qui s'écoulera librement entre le trait supérieur et la base. Si l'on souffle dans la pipette pour éliminer ce volume, on augmente le volume mesuré, la mesure est faussée par excès.
 <p>LA PIPETTE JAUGEE</p>	Verrerie pour mesurer	<p>Pour prélever un volume très précis on utilise une pipette jaugée. Les pipettes jaugées couramment utilisées sont celles de 5 mL, 10 mL et 20 mL.</p> <p>A l'aide d'une propipette ou d'une poire, on aspire le liquide qui monte dans la pipette. Il faut alors amener la surface du liquide au niveau du trait de jauge de telle façon que le bas du ménisque soit sur le trait de jauge.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Une règle en or : ne jamais pipeter dans le flacon contenant la solution mère sous peine de la polluer et de la rendre définitivement inutilisable. - Le liquide pipeté doit être à température ambiante (20°C). - Avant chaque utilisation la pipette doit être propre et sèche. Dans le cas contraire il est nécessaire de la rincer à l'eau distillée puis une fois encore avec la solution que l'on veut pipeter de manière à éviter un phénomène de dilution dû à l'eau distillée du rinçage. - Il faut pipeter debout, seul, et en ayant le trait de jauge à hauteur des yeux. - Penser à bien regarder si la pipette utilisée possède UN ou DEUX traits de jauge. - ATTENTION : L'assemblage pipette-propipette conduit souvent à des accidents. Il est indispensable lors de cette manipulation de tenir la pipette par sa partie la plus proche de la propipette.

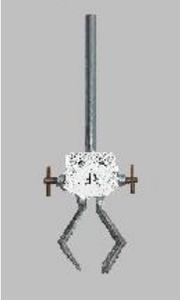
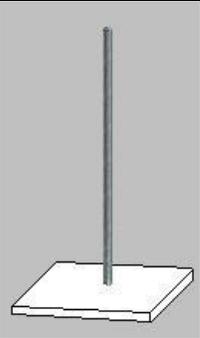
 <p>LA FIOLE JAUGEE</p>	Verrerie pour mesurer	<p>C'est un instrument de mesure précis. Un volume de liquide est exactement mesuré jusqu'au trait supérieur (= la jauge).</p> <p>La fiole jaugée permet de mesurer un volume avec une bonne précision. (celles couramment utilisées sont de 50,0 mL, 100,0 mL et 200,0 mL, mais il en existe aussi de 500,0 mL et de 1000,0 mL).</p> <p>Elle est utilisée, selon un protocole particulier, pour la préparation de solutions de concentrations données :</p> <ul style="list-style-type: none"> - par dissolution, - par dilution 	<ul style="list-style-type: none"> - Si l'on dépasse par accident le trait de jauge, il faut impérativement tout recommencer. - Une fiole jaugée ne doit jamais être chauffée ou réfrigérée. De manière générale, la verrerie jaugée ou précisément graduée ne doit jamais être chauffée ou réfrigérée. - Tout liquide placé dans la fiole jaugée doit être à température ambiante (20 °C). - La fiole jaugée doit être rincée avant chaque utilisation mais ne doit pas nécessairement être sèche.
 <p>L'AMPOULE A DECANter</p>	Autre verrerie	<p>L'ampoule à décanter permet de séparer deux liquides non miscibles. Une fois introduit dans l'ampoule, les deux liquides se séparent lentement. Celui dont la densité est la plus grande se placera en dessous.</p> <p>Lorsque les deux liquides sont parfaitement séparés, on ouvre le robinet et on récupère le liquide du bas dans un récipient puis le liquide du haut dans un autre récipient.</p> <p>L'ampoule à décanter est principalement utilisée dans les extractions par solvant. Son utilisation nécessite un protocole particulier.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Lorsqu'on ouvre le robinet pour faire couler les liquides, il faut que le bouchon soit retiré.
 <p>LE VERRE DE MONTRE (ou COUPELLE)</p>	Autre verrerie	<p>Le 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.</p> <p>On peut aussi s'en servir pour couvrir momentanément un bécher de manière à limiter l'évaporation du liquide qui s'y trouve.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Un verre de montre est très fin donc relativement fragile. - Il ne peut pas être chauffé.

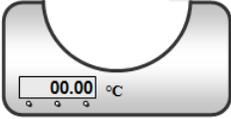
 <p>LE BALLON</p>	<p>Autre verrerie</p>	<p>Il sert à conserver des liquides, à réaliser des mélanges.</p> <p>S'il est en verre "Pyrex" il peut être chauffé.</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Les ballons à fond rond, on ne peut les faire tenir droit sur un plan de travail à moins de les placer sur un support spécifique appelé "valet". - Un ballon peut être «bicol» ou «tricol» de manière à être inséré dans des montages plus complexes. - Certains ballons sont rodés, c'est à dire que leur(s) ouverture(s) est (sont) prévue(s) de manière à s'emboîter parfaitement sur une autre pièce de verrerie. Il est donc nécessaire de la (les) graisser légèrement avant utilisation de façon à pouvoir séparer facilement les différentes pièces de verrerie après leur utilisation.
 <p>L'ENTONNOIR</p>	<p>Autre verrerie</p>	<p>L'entonnoir permet de verser un liquide dans un flacon à col étroit en évitant les pertes.</p> <p>L'entonnoir permet aussi d'introduire une poudre dans une fiole jaugée, par exemple lors d'une dissolution.</p> <p>Il est aussi utilisé dans les montages de filtration.</p>	<p>Pour être sûr que toute la poudre est bien tombée dans la fiole, il faut rincer à l'eau distillée l'entonnoir en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole.</p>
 <p>LA SPATULE</p>	<p>Accessoires divers</p>	<p>La spatule permet de prélever un solide en poudre fine, en grumeaux, en copeaux, etc., de manière à éviter le contact direct entre la peau et le solide.</p> <p>En chimie un tel contact ne doit jamais avoir lieu pour une question de sécurité mais aussi pour être sûr de ne pas polluer le solide avec ses mains (même propres).</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Pour mélanger un liquide, on n'utilise généralement pas de spatule car le métal dont elle est faite pourrait interagir avec le liquide. On utilise alors un agitateur en verre (simple baguette en verre).

 <p>LE CREUSET</p>	Accessoires divers	Un creuset est un pot 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.	
 <p>LE COMPTE GOUTTE</p>	Accessoires divers	Le compte goutte permet d'introduire goutte à goutte un liquide dans un milieu réactionnel.	<ul style="list-style-type: none"> - Comme il est difficile de s'assurer qu'un compte goutte est propre et sec, il faut avant de s'en servir le rincer plusieurs fois avec la solution que l'on veut prélever. - Lors d'un TP, associer un compte goutte à chaque solution de façon à éviter les mélanges accidentels.
 <p>LA PISSETTE D'EAU DISTILLEE</p>	Accessoires divers	Elle permet de rincer la verrerie ou les sondes et de compléter précisément les fioles jaugées jusqu'au trait de jauge.	
 <p>LA BOITE DE PETRI</p>	Accessoires divers	La boîte de pétri est surtout utilisée en SVT. En chimie on l'utilise en général comme couvercle de bécher pour protéger ou pour limiter l'évaporation de leur contenu.	

 <p>LE MORTIER ET LE PILON</p>	Accessoires divers	On les utilise pour broyer des corps solides (végétaux, comprimés...).	- Pour faciliter le broyage de certains végétaux (feuilles de menthe par exemple) on peut ajouter des pincées de sable que l'on retirera ensuite par filtration.
 <p>LA PINCE EN BOIS</p>	Accessoires divers	Elle permet de saisir des corps chauds, notamment des tubes à essais chauffés au bec bunsen.	- Etant en bois, cette pince ne doit jamais être placée à la verticale d'une flamme. Il est donc nécessaire d'incliner le tube lors de son chauffage et de placer la pince à environ 1 cm de l'extrémité supérieure du tube.
 <p>LE BOY (ou SUPPORT ELEVATEUR)</p>	Accessoires divers	C'est un support souvent utilisé dans les montages de chimie et dont on peut régler la hauteur.	

 <p>L'AGITATEUR EN VERRE</p>	Accessoires divers	<p>L'agitateur en verre est une simple baguette de verre. Il est utilisé pour remuer, agiter ou homogénéiser un mélange réactionnel généralement placé dans un bécher.</p> <p>On l'utilise aussi pour la filtration simple.</p>	<p>- Ne pas utiliser de spatule métallique pour homogénéiser un mélange, car le métal de la spatule risque de réagir avec les espèces chimiques du milieu réactionnel et donc de perturber la réaction.</p>
 <p>L'ENTONNOIR BUCHNER</p>	Accessoires divers	<p>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.</p> <p>Son rôle est de retenir le papier filtre lors de la filtration qui serait absorbé par la fiole à vide avec un entonnoir classique.</p>	<p>- Il faut faire attention au choix du papier filtre à placer dans le Büchner car il en existe plusieurs types différents.</p>
 <p>LA FIOLE A VIDE</p>	Accessoires divers	<p>La fiole à vide est un erlenmeyer en verre épais disposant d'une ouverture supplémentaire sur le côté. Elle est reliée par un tuyau épais à une trompe à eau chargée d'y créer un vide partiel.</p>	
 <p>LA NOIX DE SERRAGE</p>	Accessoires divers	<p>La noix de serrage permet de fixer à une potence une pince métallique supportant de la verrerie dans un montage de chimie.</p>	

 <p>LA PINCE</p>	Accessoires divers	Généralement 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.	- La pince doit saisir fermement la verrerie sans toutefois l'écraser. Il est facile de briser la verrerie en la serrant trop fort.
 <p>LA POTENCE</p>	Accessoires divers	Il s'agit de l'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.	
 <p>LA PROPIPETTE (POIRE)</p>	Accessoires divers	La propipette s'adapte sur une pipette jaugée ou graduée et sert à y créer une dépression. Cette dépression permet au liquide pipeté de monter dans la pipette comme dans une paille.	- Le pipetage à la bouche n'est plus autorisé pour des raisons de sécurité. - L'assemblage pipette-propipette conduit souvent à des accidents. Il est indispensable, lors de cette manipulation, de tenir la pipette par sa partie la plus proche de la propipette.
 <p>BOUCHON</p>	Accessoires divers	Les bouchons sont de diamètre et de hauteur variable afin d'en disposer pour une verrerie nombreuse. Ils s'adaptent sur les tubes à essais, les erlenmeyers, les ballons... Certains bouchons ont un (ou plusieurs) trou(s) et peuvent ainsi recevoir un (ou plusieurs) tube(s). C'est le cas lorsque l'on souhaite adapter un réfrigérant à air sur un tube à essais ou un erlenmeyer.	
 <p>VALET</p>	Accessoires divers	Support spécifique destiné à maintenir un ballon à fond rond sur un plan horizontal.	

 <p>CHAUFFE BALLON ÉLECTRIQUE</p>	Accessoires divers	Le chauffe-ballon est, comme son nom l'indique, un appareil électrique qui permet de chauffer les ballons. Il se présente généralement sous la forme d'un cylindre (ou parfois d'un rectangle) sur la surface duquel on aurait creusé une demi-sphère. Il est utilisé pour les montages, notamment à reflux.	
 <p>BEC BUNSEN</p>	Accessoires divers	Un bec Bunsen est un brûleur à gaz utilisé pour chauffer de petites quantités de liquide. Son utilisation obéit à des règles précises.	
 <p>AGITATEUR MAGNETIQUE</p>	Accessoires divers	<p>L'agitateur magnétique permet d'homogénéiser un mélange de façon automatique. Ainsi, il est très utile pour les agitations qui durent longtemps :</p> <ul style="list-style-type: none"> - préparation d'une solution à partir d'un composé solide qui se dissout difficilement, - dosages conductimétriques ou pH-métriques. <p>Le barreau aimanté se met dans le récipient qui contient le mélange à homogénéiser et le récipient se met sur l'agitateur. Une tige dont l'extrémité est aimantée permet de retirer le barreau aimanté du mélange.</p>	

3. COMMENT REDIGER UN COMPTE-RENDU DE TRAVAUX PRATIQUES

La rédaction du compte-rendu est un travail individuel. Un compte rendu de TP est un document destiné :

- à vous permettre de faire une synthèse de votre travail.
- à clarifier les difficultés rencontrées et la compréhension des solutions.

- à faciliter la compréhension du code pour le correcteur.
- à mettre en valeur votre travail et à vous évaluer.

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

Un compte rendu de TP doit, en général, être composé de 5 parties distinctes :

1- Page de garde : N'oubliez rien : titre du TP, noms des étudiants (bien visibles), groupe, matière, département, date, puis le plan du document.

2- Introduction : Présenter rapidement (environ 10 lignes) le principe et le but du TP en donnant le concept chimique abordé. Cette partie est très importante car une introduction bien rédigée qui présente clairement l'intérêt de la manipulation donne au lecteur une impression favorable pour la suite.

3- Protocole et Résultats : Présenter les graphes (avec titre, échelle choisie, unités et nom des axes), les tableaux (avec titre), les calculs des grandeurs demandées (avec unités) avec leurs incertitudes associées. Présenter aussi les protocoles qui ne figurent pas dans le fascicule (dilution,...)

4- Analyse des résultats et discussion : Interpréter les courbes et les tableaux. Commenter les résultats à l'aide d'une approche théorique. Ce sont vos résultats que vous devez commenter, non ceux que vous auriez dû obtenir.

5- Conclusion : Le compte-rendu se termine par une conclusion qui doit, en quelques lignes, tirer une leçon du travail réalisé par rapport à l'objectif fixé, et tenter une généralisation - le cas échéant - du procédé et des résultats. On peut aussi apporter une appréciation personnelle sur les

travaux (comparaison des valeurs obtenues avec des références, amélioration à apporter à la manipulation, discussion des résultats,...).

4. REFERENCES

http://chimie.univ-lille1.fr/digitalAssets/12/12591_R_gles_de_s_curit__en_laboratoire.pdf

[PDF] Prévention des risques professionnels, avec pictogrammes. Source : ministère de l'Éducation nationale

Site hygiène et sécurité d'un laboratoire de biochimie et biologie moléculaire du CNRS

Dossier INRS - Risque chimique : sources d'information sur le Web, mis à jour le 18/10/2004

<http://www.udppc.asso.fr/national/index.php/21-espace-labo/securite/135-consignes-de-securite-en-tp-chimie>

https://fr.wikipedia.org/wiki/S%C3%A9curit%C3%A9_en_laboratoire

http://chimie.univ-lille1.fr/Etudiants/Consignes_de_securite_en_laboratoire/

Sécurité au laboratoire Département de chimie Université de Fribourg Version 2014 : http://www-chem.unifr.ch/assets/pdf/safety/security_course_f.pdf

La sécurité dans le laboratoire de chimie. Un Guide sur la gestion prudente des produits chimiques. Lisa Moran et Tina Masciaglioli :

http://dels.nas.edu/resources/static-assets/bcst/miscellaneous/Chemical_Laboratory_Safety_and_Security_FR.pdf

<http://national.udppc.asso.fr/index.php/espace-labo-sp-1127088026/21-espace-labo/securite/135-consignes-de-securite-en-tp-chimie>

<http://www.afpssu.com/wp-content/uploads/2013/08/LaSecuriteEnTP.pdf>

Guide de sécurité spécifique aux laboratoires d'enseignement et de recherche de l'Université du Québec à Trois-Rivières. Marie-Noelle Roy :

https://oraprdnt.uqtr.quebec.ca/pls/public/docs/GSC1855/F892953005_Guide_S_curit__Laboratoire_UQTR_H2015.pdf

<http://thedoc777.free.fr/pageverre.htm>

http://www.usherbrooke.ca/immeubles/fileadmin/sites/immeubles/documents/Securite_chimique/Manuel_Sante_Securite_en_laboratoire.pdf: Manuel de Santé et Sécurité. Travail en laboratoire. Division Santé et Sécurité en Milieu de Travail et d'Études. Service des Immeubles.

http://www.lyceedadultes.fr/sitepedagogique/documents/PC/PC_autre/Chimie_materiels.pdf

<https://www.unige.ch/sciences/chiam/williams/tp/Pharmacie/materiel.pdf>

<http://webetab.ac-bordeaux.fr/Etablissement/LJay/pedagogie/disciplines/phychi/chimie/methodes/materielchimie.pdf>

<http://biogeol.free.fr/WP/wp-content/uploads/S1-Verrerie.pdf>

https://fr.wikipedia.org/wiki/Verrerie_de_laboratoire

<http://www.ostralo.net/materieldelabo/>

<http://www.laborantin.com/produits/verrerie-usuelle.html>

<http://alpha.univ-mlv.fr/S1/Compte-rendu.pdf>

<http://igm.univ-mlv.fr/ens/Master/M1/2013-2014/POO-DP/compte-rendus.pdf>

<http://chimie.wifeo.com/prise-de-contact-avec-le-laboratoire-de-chimie.php>

<http://chimie.wifeo.com/comment-rediger-un-compte-rendu-de-tp-en-chimie-generale-.php>

<http://perso.citi.insa-lyon.fr/trisсет/cours/AGP/cptRenduTP.pdf>

La sécurité en travaux pratiques de chimie. Isabelle Pernin-Wetzel. Université Joseph Fourier Plate-forme Chimie-Enseignement. Grenoble : <https://www.google.dz/webhp?sourceid=chrome-instant&ion=1&espv=2&ie=UTF-8#q=La%20s%C3%A9curit%C3%A9%20en%20travaux%20pratiques%20de%20chimie.%20Isabelle%20Pernin-Wetzel.%20Universit%C3%A9%20Joseph%20Fourier%20Plate-forme%20Chimie-Enseignement.%20Grenoble>.

Rapport des stages en entreprises. Mémoire professionnel. Aide à la lecture et à la mise en œuvre de protocole en Travaux pratiques de Biochimie. Seyve Delphine.

Prévention des risques professionnels. Manuel pour les personnels des établissements d'enseignement supérieur.

https://www.google.dz/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=3&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKEwiktVH7wYHPAhVFtxQKHXYUAFEQFggrMAI&url=https%3A%2F%2Fwww2.ac-lyon.fr%2Fenseigne%2Fphysique%2FIMG%2Fdoc%2Fsecurite_chimie.doc&usg=AFQjCNH_hOiRHivQ-4CwvjzUkHcnH9EMUA&bvm=bv.131783435,d.d2s

TP N° 02. DETERMINATION DE LA QUANTITE DE MATIERE

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

On dénombre des objets avec des moles dans tous domaines d'analyse (biologie, composition d'un aliment, ...). Dans l'expertise scientifique on examine des quantités de matière.

Contenu

1. Objectifs pédagogiques de la séance de TP.....	30
2. But du TP.....	30
3. Démarche.....	30
4. Principe et notions de base.....	31
5. Produits et matériel nécessaires.....	32
6. Protocole opératoire.....	33
7. Questions.....	37
8. Corrigé type.....	38
9. Références.....	41

1. OBJECTIFS PEDAGOGIQUES DE LA SEANCE DE TP

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

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

2. BUT DU TP

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

3. DEMARCHE

Les étudiants sont amenés à :

1. calculer des masses molaires moléculaires à partir des masses molaires atomiques.
2. peser des échantillons de plusieurs solides afin de déterminer la quantité de matière qu'ils renferment en utilisant correctement spatule, coupelle de pesée et balance.
3. expliciter la notion de tare en pesant une éprouvette vide dans un premier temps, puis avec son contenu et en faisant une différence.
4. peser un volume donné d'un liquide afin d'en déterminer la quantité de matière.
5. prélèvement d'un liquide avec une éprouvette graduée, lecture correcte du niveau et pesée de ce système.
6. préparer une quantité de matière donnée d'une espèce chimique en utilisant une balance.

7. préparer une quantité de matière d'une espèce chimique liquide en utilisant une éprouvette graduée et en se servant de la masse volumique.

4. PRINCIPE ET NOTIONS DE BASE

Définitions

Mole : Une mole est un « paquet » de $6,02 \times 10^{23}$ « entités » identiques (atomes, molécules, ions, etc.).

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

La quantité de matière d'un corps composé de $6,02 \times 10^{23}$ entités est $n = 1,00$ mol.

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

Calculs de quantités de matière

***Quand on travaille avec des solides : A partir de la masse**

Définitions

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

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

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

***Relation liant la quantité de matière à la masse**

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

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

n : quantité de matière (en mol).
 m : masse de l'échantillon (en g).
 M : masse molaire (en g.mol⁻¹).

*Quand on travaille avec des liquides

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

*Relation liant la quantité de matière au volume d'un liquide

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

$$m_{(g)} = \rho_{(g.L^{-1})} \times V_{(L)}$$

Ainsi :

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

n : quantité de matière (en mol).
 ρ : masse volumique (en g.L⁻¹).
 V : volume (en L).
 M : masse molaire (en g.mol⁻¹).

5. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES

☐ Produits

- objet en fer (Fe)
- morceau de craie (carbonate de calcium CaCO₃)
- morceau de sucre (saccharose C₁₂H₂₂O₁₁)
- sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl)
- eau distillée (H₂O)
- glucose (C₆H₁₂O₆)

- éthanol (C_2H_6O)

☐ Matériel

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

6. PROTOCOLE OPERATOIRE

- Les mesures de masse seront faites avec une balance électronique.
 - ✓ On indique que la pesée d'un solide est effectuée à l'aide d'une coupelle propre et sèche que l'on pose au préalable sur le plateau de la balance et dont on détermine la masse à vide (opération appelée tarage). Les échantillons seront ensuite déposés délicatement sur la coupelle. Utiliser la spatule pour les substances en poudre.
- Les mesures de volume de liquide seront faites à l'aide d'une éprouvette graduée.
 - ✓ Pour toutes les mesures de volume, le bas du ménisque du liquide doit se situer au niveau de la graduation.

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

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

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

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

- a) mesurer sa masse à la balance électronique,
- b) calculer la masse molaire du corps pur considéré,
- c) en déduire la quantité de matière (en mol) de l'échantillon.

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

tableau) :

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

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

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

6.1.2. Détermination de la quantité de matière pour un liquide : Par mesure de la masse

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

a) mesurer la masse m de $V = 10 \text{ mL}$ d'eau:

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

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

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

b) Calculer la quantité de matière contenue dans ces 10 mL d'eau à partir de la relation $n = m/M$ (détailler les calculs à la suite du tableau).

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

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

b) calculer la quantité de matière n .

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

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

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

1. On veut prélever une quantité de matière $n = 0,010$ mol de glucose.

Pour cela vous devez :

a) convertir la quantité de matière en masse mesurable. On peut déterminer la masse de glucose correspondant à $n = 0,010$ mol de glucose en utilisant la relation : $m = n.M$

b) et la recueillir dans une coupelle en la pesant.

2. Effectuer les mesures et les calculs.

3. Mettre en œuvre ce protocole.

4. Décrire précisément, en s'aidant de schémas légendés, les diverses étapes permettant de prélever la quantité n de glucose.

6.2.2. Préparation d'une quantité de matière de liquide

On veut préparer la même quantité $n = 0,50$ mol d'eau et d'éthanol et comparer les masses et volumes des échantillons.

Nous avons deux méthodes :

Méthode 1 : *En mesurant la masse avec une balance.*

Méthode 2 : *En mesurant le volume avec une éprouvette graduée.*

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

Espèce chimique	Quantité de matière n (mol)	Masse molaire M ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	Masse de l'échantillon m (g)	Masse volumique ρ ($\text{g}\cdot\text{ml}^{-1}$)	Volume V (ml)
Eau (H_2O)	0,50			1,00	
Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)	0,50			0,86	

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

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

7. QUESTIONS

1. Qu'appelle-t-on quantité de matière d'un corps pur ? Comment note-t-on cette grandeur ? Quelle est son unité ?
2. Que représente la masse molaire d'une espèce chimique ? Comment la note-t-on ?
3. Quelle relation existe-t-il entre la quantité de matière, la masse et la masse molaire ?
4. Quelle est la différence entre le saccharose et le glucose ?
5. Quelle est la relation entre la masse volumique ρ , la masse m du liquide et son volume V . Quelle est l'unité de ρ ?
6. La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Sa valeur est connue et constante pour chaque atome.

- Calculer les masses molaires des espèces suivantes : eau, gaz carbonique, sel, sucre.
7. Déterminer la quantité de matière n_{Cu} de métal cuivre dans une plaque de cuivre de masse $m_{\text{Cu}} = 18 \text{ g}$.
8. Déterminer la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ d'éthanol dans 10 mL par deux méthodes.
9. Décrivez ce qu'on doit faire pour préparer 0,10 mol de sel.
10. Décrivez comment préparer 0,20 mol d'eau par deux méthodes.

8. CORRIGE TYPE

1. Qu'appelle-t-on quantité de matière d'un corps pur ? Comment note-t-on cette grandeur ? Quelle est son unité ?

-La mole est la réunion d'un nombre déterminé d'entités chimiques toutes identiques.

-On note : N_A le nombre d'entités dans un paquet. Un tel paquet porte le nom de mole. La mole est l'unité de quantité de matière de symbole : mol.

2. Que représente la masse molaire d'une espèce chimique ? Comment la note-t-on ?

- La masse molaire d'une espèce chimique est la masse d'une mole de cette espèce chimique.

- On symbolise la masse molaire par M . La masse molaire s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3. Quelle relation existe-t-il entre la quantité de matière, la masse et la masse molaire ?

$$n (\text{mol}) = \frac{m (\text{g})}{M (\text{g}\cdot\text{mol}^{-1})}$$

4. Quelle est la différence entre le saccharose et le glucose.

Le saccharose est extrait de plantes notamment de la betterave sucrière ainsi que de la canne à sucre, il compose le sucre blanc courant. Sa masse molaire est de $342,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ et sa température de fusion est $185,5 \text{ }^\circ\text{C}$. C'est une molécule de sucre qui est différente du glucose, sa formule brute étant $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. C'est un diholoside dans lequel une molécule de glucose est reliée à une molécule de fructose par une liaison osidique. Le saccharose, en contact avec de l'eau, permet la production de glucose et de fructose.

Par définition, le glucose est un glucide à six atomes de carbone avec une masse molaire de $180,156 \text{ g/mol}$. C'est un sucre très répandu dans la nature et est une source d'énergie de l'organisme. Il est le principal représentant des sucres appelé "ose" et possède la particularité d'être facilement assimilable par le corps. Sa formule brute est $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ et sa température de

fusion est de 140 °C. Il a pour isomère (composés ayant la même formule d'ensemble, mais possédant des propriétés différentes) le fructose.

5. Quelle est la relation entre la masse volumique ρ , la masse m du liquide et son volume V . Quelle est l'unité de ρ ?

La masse volumique d'un corps pur liquide (ou solide) est la masse de l'unité de volume de ce corps. On la note ρ telle que: $\rho = m / V$ où m est la masse de l'échantillon et V son volume; on l'exprime en kg.m^{-3} ou toute autre unité exprimée par le rapport d'une unité de masse et d'une unité de volume.

Rappels : $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ L}$; $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 10^3 \text{ cm}^3 = 10^3 \text{ mL}$; $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

6. La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Sa valeur est connue et constante pour chaque atome.

- Calculer les masses molaires des espèces suivantes : eau, gaz carbonique, sel, sucre.

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{CO}_2} = 2 M_{\text{O}} + M_{\text{C}} = 2 \times 16,0 + 12,0 = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{NaCl}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 12 M_{\text{C}} + 22 M_{\text{H}} + 11 M_{\text{O}} = 12 \times 12,0 + 22 \times 1,00 + 11 \times 16,0 = 342 \text{ g.mol}^{-1}$$

7. Déterminer la quantité de matière n_{Cu} de métal cuivre dans une plaque de cuivre de masse $m_{\text{Cu}} = 18 \text{ g}$.

On utilise la masse molaire $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$$n_{\text{Cu}} = m / M = 18 / 63,5 = 0,28 \text{ mol.}$$

8. Déterminer la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ d'éthanol dans 10 mL par deux méthodes.

Méthode 1 : Déterminer la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ d'éthanol dans 10 mL avec balance

On pèse 10 mL d'éthanol (mesuré avec une éprouvette). $m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 7,9 \text{ g}$

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 M_{\text{C}} + 6 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 12,0 + 6 \times 1,00 + 16,0 = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = m / M = 7,9 / 46 = 0,17 \text{ mol}$$

Méthode 2 : Déterminer la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ d'éthanol dans 10 mL sans balance

On mesure 10 mL avec une éprouvette.

$$\text{masse volumique : } \rho(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = \rho \cdot V = 0,79 \times 10 = 7,9 \text{ g} \quad ; \quad n(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = m / M = 7,9 / 46 = 0,17 \text{ mol}$$

9. Décrivez ce qu'on doit faire pour préparer 0,10 mol de sel.

Relation entre la masse m_{A} , la quantité de matière n_{A} et la masse molaire M_{A} .

$$\text{masse (g)} = \text{quantité de matière (mol)} \times \text{masse molaire (g.mol}^{-1}\text{)}$$

$$m_{\text{A}} = n_{\text{A}} \cdot M_{\text{A}}$$

$$m_{\text{NaCl}} = n \cdot M = 0,10 \times 58,5 = 5,85 \text{ g.}$$

Donc pour disposer de $n=0,10$ mol de sel il suffit d'en peser $m = 5,85 \text{ g}$ sur la balance.

10. Décrivez comment préparer 0,20 mol d'eau par deux méthodes.

Méthode 1 : Préparer 0,20 mol d'eau en mesurant sa masse avec une balance.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n \cdot M = 0,20 \times 18,0 = 3,6 \text{ g. On pèse ensuite cette masse d'eau.}$$

Méthode 2 : Préparer 0,20 mol d'eau en mesurant son volume avec une éprouvette graduée.

On utilise une grandeur caractéristique d'un liquide pur : la masse volumique ρ : $\rho = m / V$

$$\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg.L}^{-1} = 1,0 \text{ g.L}^{-1} \quad ; \quad V_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} / \rho_{\text{eau}} = 3,6 / 1,0 = 3,6 \text{ mL}$$

On mesure ensuite ce volume d'eau avec une éprouvette graduée adaptée (5mL).

9. REFERENCES

http://tatullisab.free.fr/chimie2/TP/tp_10_quantite_de%20matiere_corr.pdf

<http://guy.chaumeton.pagesperso-orange.fr/2dtp09chc.htm>

<https://www.kartable.fr/seconde/physique-chimie/specifique/chapitres-9/la-quantite-de-matiere-et-les-solutions-la-sante-le-sport/cours/la-quantite-de-matiere-et-les-solutions-la-sante-le-sport>

<http://f3.quomodo.com/AD9DB117/uploads/43/TP-Mesures-de-quantits-de-matires.pdf>

2Init_Mole_8_PR

Determination d une quantite de matiere_evaluation experimentale_2ndeISI

http://montblancsciences.free.fr/seconde/chimie/tp/tp06_mole.htm

www.cvm.qc.ca/martingiroux/GEN/LABO/Techniques_Labo.doc

TP N° 03. PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET PAR DILUTION

*La plupart des liquides que nous voyons ou utilisons ne sont pas des corps purs constitués d'une seule espèce chimique mais des mélanges : c'est le cas des produits d'entretien, des boissons, des carburants pour moteur d'automobile mais aussi de l'eau de mer ou de rivière et même de l'eau du robinet. Suivant la composition de ces 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**.*

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

Contenu

1. Rappels.....	43
2. But du TP.....	46
3. Principe.....	47
4. Produits et matériel nécessaires.....	49
5. Protocole opératoire.....	50
6. Questions.....	56
7. Corrigé type.....	58
8. Références.....	61

1. RAPPELS

Solutions

Définitions

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

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

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

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

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

Préparation des solutions

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

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

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

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

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

La solution fille est la solution obtenue après la dilution.

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

Concentration

En chimie, il est indispensable de savoir préparer des solutions de concentrations déterminées.

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

Différentes expressions de la concentration

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

Définitions

Concentration molaire : La concentration molaire est le rapport de la quantité de matière de X (en mol) contenue dans un certain volume de solution divisée par ce volume de solution exprimé en L. C'est donc également la quantité de matière de X contenue dans un litre de la solution. La concentration molaire a donc pour unité la mol.L⁻¹. La concentration molaire est souvent également appelée molarité.

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

C: molarité de la solution (en mol.L⁻¹ ou M).
n: quantité de matière du soluté (en mol).
V: volume de solution (en L).

Concentration massique: La concentration massique est le rapport de la masse de composé X contenu dans un certain volume de solution divisée par ce volume de solution. La masse est exprimée en kg ou en g et le volume souvent exprimé en L et parfois en m³. Le terme concentration désigne souvent soit la concentration molaire soit la concentration massique sans

que cela soit précisé; il convient de bien noter l'unité correspondante qui seule permet de différencier les deux types de concentration.

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

C_m : concentration massique (en g.L⁻¹).
 m : masse du soluté (en g).
 V : volume de solution (en L).

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

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

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

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

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

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

Normalité ou concentration normale : Cette unité de concentration qui a été largement utilisée présente l'inconvénient de dépendre de la réaction par laquelle on va utiliser cette solution. Elle est reliée au nombre d'équivalent-grammes de soluté de solution et au type de réaction chimique considérée. Dans le cas des réactions acide-base, l'équivalent-gramme est le nombre de protons échangeables alors que dans les réactions d'oxydo-réductions, il s'agit du nombre d'électrons. La normalité N est donc donnée par le nombre d'équivalent-grammes de soluté par litre de solution

(eq.g.L^{-1}). Cette façon de noter la concentration est désuète et présente une source d'erreur importante dans les calculs.

$$C_N = \frac{n_{eq.g}}{V}$$

C_N : normalité de la solution (en eq.g.L^{-1} ou N).
 $n_{eq.g}$: nombre d'équivalents-grammes de soluté (en eq.g).
 V : volume de la solution (en L).

Relation entre normalité et molarité

$$C_N = Z \times C_M$$

A noter que :

- $1\text{eq.g} = M/v$ avec v la valence ou le nombre d'électrons de valence mis en jeu.
- Par définition, une solution normale acide est une solution susceptible de fournir une mole d'ions H^+ par litre de solution.
- Par définition, une solution normale basique est une solution capable de capter une mole d'ions H^+ par litre de solution.
- La normalité d'une solution est égale à la concentration analytique et est déterminée par analyse.
- Cette normalité se réfère au nombre de moles d'ions H^+ .
- En plus d'être caractérisée par leur normalité, chaque solution l'est aussi par sa molarité qui, elle, se réfère à la quantité de la solution.
- En effet lorsque qu'on a **une monobase ou un monoacide on a normalité égale à la molarité** ; tandis que lorsqu'on a affaire à une dibase ou un diacide on a : molarité = normalité/2.

2. BUT DU TP

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

3. PRINCIPE

3.1. Préparation d'une solution par dissolution d'un solide

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

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

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

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

m : masse à peser (en g).

C : concentration de solution à préparer (en mol.L⁻¹).

V : volume de solution à préparer (en L).

M : masse molaire de la substance à dissoudre (en g.mol⁻¹).

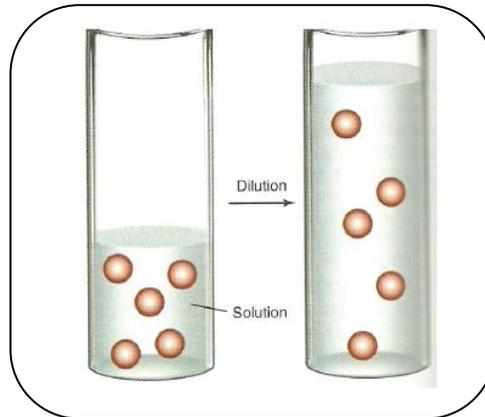
3.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère

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

Méthode pour la dilution : détermination du volume à prélever

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

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



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

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

Quantité de matière prélevée dans la solution mère : $n_{\text{mère}} = C_m \cdot V_m$

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

$$n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}} \rightarrow C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f$$

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

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

V_m : volume de solution mère à prélever (en L).
 C_f : concentration de solution fille à préparer (en mol.L⁻¹).
 V_f : volume de solution fille à préparer (en L).
 C_m : concentration de solution mère (en mol.L⁻¹).

3.3. Préparation d'une solution par dilution d'une solution mère commerciale de concentration x

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

L'étiquette du liquide commercial porte les indications suivantes :

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

La masse volumique d'un liquide (en kg.L^{-1} ou g.L^{-1}) est la masse de 1 L de ce liquide. La densité s'exprime par le même nombre mais est sans unité.

La concentration de ce liquide en mol.L^{-1} est :

$$C_m = \frac{d \times 1000 \times x}{M \times 100}$$

Calcul du volume à utiliser

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

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

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

4. PRODUITS ET MATERIEL NECESSAIRES

☐ Produits

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

Matériel

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

5. MODE OPERATOIRE

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

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

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

Objectif

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

Calculs préliminaires

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

Réalisation pratique

- 1) Choisir la fiole jaugée dont le volume convient
- 2) Verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée (*ainsi on versera l'espèce chimique dans l'eau et non l'eau sur l'espèce chimique, ce qui permet d'éviter des projections dangereuses,*

en particulier quand on manipule des acides et la dispersion de la chaleur si la réaction de dissolution est exothermique : la fiole fait partie de la verrerie de précision et à ce titre un étalonnage, à une température T est fait (20°C). Certaines réactions de dissolution sont exothermiques et l'eau introduite au départ permet ainsi de limiter les variations de température)

- 3) Peser la quantité de solide nécessaire :
 - a) allumer la balance
 - b) utiliser une capsule propre et sèche
 - c) la poser sur le plateau de la balance
 - d) faire la tare, c.à.d. remettre à « zéro »
 - e) à l'aide d'une spatule, verser la quantité nécessaire de solide dans la capsule
- 4) A l'aide d'un entonnoir à solide (bout tronqué), introduire le solide dans la fiole
- 5) Rincer la capsule et l'entonnoir avec un peu d'eau distillée, l'eau de rinçage doit couler dans la fiole jaugée (*cela permet de ne pas perdre de soluté*)
- 6) Ajouter de l'eau distillée jusqu'au $\frac{3}{4}$ environ de la fiole
- 7) Agiter (mouvement circulaire) afin de dissoudre le solide. Au besoin (solution saturée) ajouter de l'eau, toujours en petite quantité ; il ne doit plus rester de grains visibles
- 8) Une fois la dissolution terminée, ajuster le niveau au trait de jauge en ajoutant de l'eau avec précaution, à la pissette puis à la pipette simple (*fiole droite, œil au niveau du ménisque pour éviter les erreurs de parallaxe*)
- 9) Boucher la fiole jaugée et retourner-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution
- 10) La solution est prête (On obtient la solution 1). Mettre une étiquette portant la date, le nom et la concentration de la substance préparée.

5.2. Procédure de préparation d'une solution par dilution d'une solution aqueuse concentrée ou d'un liquide pur

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

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

☐ Objectif

Préparer un volume $V_f = 100$ mL de solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration molaire $C_f = 0,01$ mol.L⁻¹ à partir de la solution 1 de concentration molaire $C_m = 0,1$ mol.L⁻¹.

☐ Calculs préliminaires

Il faut déterminer le volume V_m de la solution aqueuse de chlorure de sodium à prélever.

☐ Réalisation pratique

- 1) Choisir la fiole jaugée dont le volume convient
- 2) Verser un peu d'eau distillée dans la fiole jaugée
- 3) Prélever la quantité nécessaire de liquide :
 - a) verser suffisamment de solution-mère (solution 1) dans un bécher (*rincé à l'eau puis lavé à la solution mère au moins 3 fois*) pour effectuer le prélèvement (*On ne pipette jamais directement dans le récipient qui contient la solution mère, on risque de polluer la totalité du récipient si la pipette est sale*)
 - b) choisir la pipette du volume qui convient
 - c) adapter le pipetteur en haut de la pipette jaugée
 - d) placer la pipette bien verticale au dessus du bécher et faire monter un peu de liquide dans celle-ci ; le faire circuler dans la pipette pour la rincer puis le jeter dans un endroit prévu à cet effet : bidon de récupération ou évier. Réitérer ce lavage 3 fois.

(cela s'appelle la « mise en milieu » et cela permet d'éliminer l'eau ou les autres produits qui pourraient se trouver encore dans la pipette)

- e) placer la pipette bien verticale au dessus du bécher et faire monter le liquide dans la pipette jusqu'au trait de jauge supérieur ; pour cela, vous tiendrez la pipette d'une main, le bécher de l'autre et vous élèverez l'ensemble de façon à avoir le trait de jauge à hauteur de vos yeux.
- 4) Transvaser le liquide dans la fiole : placer la pipette bien verticale au dessus de la fiole jaugée et faire descendre le liquide dans la fiole jusqu'au trait de jauge inférieur. Le liquide qui reste dans la pipette sous le trait de jauge inférieur est jeté *(si la pipette n'a pas de trait de jauge inférieur, il faut la vider complètement dans la fiole. Si on utilise une pipette graduée, on verse le contenu de la pipette graduée dans la fiole jaugée. On ne rince pas la pipette sur la fiole (la pipette graduée garantit le volume versé et non le volume contenu)*
- 5) La fin de la préparation s'effectue comme pour la dissolution d'un composé solide : finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit, bien mélanger et mettre une étiquette portant la date, le nom et la concentration de la substance préparée.

5.2.2. Préparation d'une solution par dilution d'une solution commerciale

Objectif

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

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

Calculs préliminaires

Il faut déterminer le volume V_m de la solution commerciale à prélever.

☐ Réalisation pratique

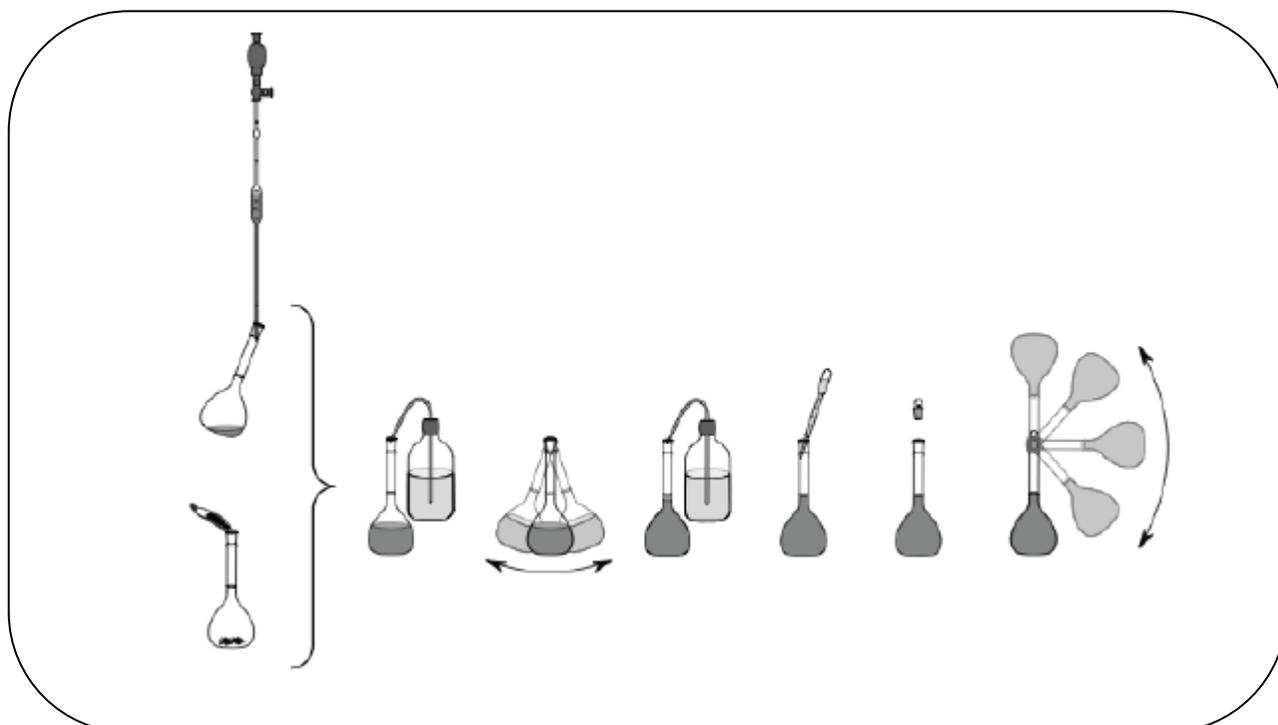
- 1) Mettre des gants et des lunettes de protection
- 2) Verser la solution à diluer dans un bécher à l'aide d'une pipette graduée munie d'un pipeteur
- 3) La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée contenant déjà la moitié d'eau distillée afin de modérer l'élévation de température accompagnant la dilution et de limiter les éventuelles projections
- 4) La fin de la préparation s'effectue comme pour la dissolution d'un composé solide : finir de remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge comme déjà décrit, bien mélanger et mettre une étiquette portant la date, le nom et la concentration de la substance préparée.

Remarques importantes :

- Il faut toujours respecter les consignes de sécurité lors de l'utilisation de certaines substances chimiques
- La verrerie utilisée sera rincée à l'eau distillée avant et après chaque manipulation.
- Si vous dépassez le trait de jauge, il est nécessaire de recommencer du début la préparation de la solution. Ne jamais simplement retirer le volume excédentaire, la concentration de la solution s'en verra erronée.
- Si un peu de liquide s'échappe par le bouchon non hermétique, le niveau de liquide se retrouvera sous le trait de jauge : n'ajoutez pas d'eau, car ceci modifierait la concentration de la solution.
- On ne prélève jamais directement dans la fiole jaugée. Pour utiliser la solution préparée, il faut toujours verser celle-ci dans un petit bécher rincé puis conditionné afin d'effectuer le prélèvement sans contaminer l'ensemble de la solution.
- Pour préparer une solution avec un solvant autre que l'eau, répéter la même démarche, en remplaçant l'eau par le solvant désiré.
- Ne jamais chauffer les fioles : le volume indiqué pour une fiole jaugée est donné à une température précise (généralement 20°C).

- Dans certaines situations, il peut être nécessaire de prendre en considération quelques facteurs lors de la préparation de solutions par dissolution :
 - La pureté relative du solide de départ : une vérification sur l'étiquette du récipient du fabricant s'impose.
 - La présence de molécules d'eau d'hydratation dans la formule moléculaire et dont il faut tenir compte dans le calcul de la masse à peser.
 - La solubilisation du solide avec changement de température du mélange (dissolution exothermique ou endothermique). Il peut alors être nécessaire de placer la fiole dans un bain d'eau froide pour une dissolution exothermique.
 - La masse du solide à la limite de dissolution prévue à la température ambiante (solubilité g/100 mL d'eau à T°C ambiante). Il est possible de chauffer avec un bain d'eau chaude pour augmenter la solubilité du composé.

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



6. QUESTIONS

1. On veut préparer 50 mL de solution aqueuse de glucose à la concentration molaire de $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$.

Données :

- Formule chimique du glucose : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

- Masses molaires atomiques : $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

1) En utilisant les valeurs des masses molaires atomiques fournies, déterminer la masse molaire M du glucose utilisé.

2) En déduire la masse m de produit nécessaire pour réaliser la solution désirée.

3) On souhaite préparer 100 mL d'une solution-fille de concentration molaire $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On dispose pour cela d'une solution-mère de glucose : celle que l'on vient de préparer, de concentration molaire $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$.

- Calculer le volume V_m à prélever de la solution-mère.

2. Vous devez préparer 50,0 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration molaire $C_0 = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ par dissolution d'une masse m de sulfate de cuivre solide pentahydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dans de l'eau distillée.

1) Comment procéder ?

2) Quel est le rôle joué par l'eau ? Par le sulfate de cuivre ?

3) Lequel des deux corps est le plus abondant dans la solution obtenue ?

4) Quel est l'aspect de cette solution ?

3. Nous voulons préparer 2 litres d'une solution d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{-COOH}$ à la concentration de $0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

Outre les pictogrammes de sécurité, l'étiquette du flacon d'acide éthanóique (acétique) indique:

- $M = 60,05 \text{ g.mol}^{-1}$

– $d = 1,049$

– Pureté: 99,8 %.

-Comment procéder ?

4. Compléter le texte suivant en choisissant dans la liste : une pipette jaugée ; un bécher gradué ; une fiole jaugée ; une pipette graduée ; une burette graduée ; 10 mL ; 20 mL ; 50 mL ; 100 mL ; 500 mL ; agiter ; observer ; trait de jauge ; en haut ; vider.

Pour préparer 500,0 mL d'une solution B de sulfate de cuivre à 0,10 mol/L à partir d'une solution A de sulfate de cuivre à 1,0 mol/L, on doit prélever de la solution A à l'aide d'....., puis verser dans de , compléter avec de l'eau distillée jusqu'..... puis pour homogénéiser.

7. CORRIGE TYPE

1. On veut préparer 50 mL de solution aqueuse de glucose à la concentration molaire de 0,20 mol.L⁻¹.

Données :

- Formule chimique du glucose : C₆H₁₂O₆

- Masses molaires atomiques : M(H) = 1,0 g.mol⁻¹ ; M(C) = 12,0 g.mol⁻¹ ; M(O) = 16,0 g.mol⁻¹

1) En utilisant les valeurs des masses molaires atomiques fournies, déterminer la masse molaire *M* du glucose utilisé.

2) En déduire la masse *m* de produit nécessaire pour réaliser la solution désirée.

3) On souhaite préparer 100 mL d'une solution-fille de concentration molaire 2,0.10⁻² mol.L⁻¹. On dispose pour cela d'une solution-mère de glucose : celle que l'on vient de préparer, de concentration molaire 0,20 mol.L⁻¹.

- Calculer le volume *V_m* à prélever de la solution-mère.

$$1) M_{C_6H_{12}O_6} = 6.M_C + 12M_H + 6M_O = 6.12 + 6.1 + 6.16 = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$2) C = \frac{n}{V}, n = \frac{m}{M} \rightarrow C = \frac{m}{M \times V}$$

$$\text{Donc: } m = C \times V \times M = 0,2 \times 0,05 \times 180 = 1,8 \text{ g}$$

$$3) C_m \cdot V_m = C_f \cdot V_f \rightarrow V_m = \frac{C_f \times V_f}{C_m} = \frac{0,02 \times 100}{0,2} = 10 \text{ mL}$$

2. Vous devez préparer 50,0 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration molaire C₀ = 0,50 mol.L⁻¹ par dissolution d'une masse *m* de sulfate de cuivre solide pentahydraté CuSO₄, 5H₂O dans de l'eau distillée.

1) Comment procéder ?

1) Calcul préliminaire

1- Calculez le nombre de moles de sulfate de cuivre à dissoudre pour préparer la solution demandée. Le sulfate de cuivre sera noté A.

$$n(A) = C_0 \times V(\text{solution}) = 5,0 \cdot 10^{-1} \times 0,050 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2- Déduisez-en la masse de sulfate de cuivre hydraté à peser.

$$M(A) = M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + 9 \times M(\text{O}) + 10 \times M(\text{H}) = 63,5 + 32 + 9 \times 16 + 10 \times 1 = 249,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m(A) = M(A) \times n(A) = 249,5 \times 2,5 \cdot 10^{-2} = 6,24 \text{ g}$$

2) Quel est le rôle joué par l'eau ? Par le sulfate de cuivre ?

L'eau joue le rôle de solvant et le sulfate de cuivre, le rôle de soluté.

3) Lequel des deux corps est le plus abondant dans la solution obtenue ?

C'est l'eau qui est l'espèce majoritaire dans la solution obtenue.

4) Quel est l'aspect de cette solution ?

La solution est homogène, a une coloration bleue.

3. Nous voulons préparer 2 litres d'une solution d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{-COOH}$ à la concentration de $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Outre les pictogrammes de sécurité, l'étiquette du flacon d'acide éthanóique (acétique) indique:

– $M = 60,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

– $d = 1,049$

– Pureté: 99,8 %.

-Comment procéder ?

$$3. V_m = \frac{M \times C_f \times V_f \times 100}{d \times x} = \frac{60,05 \times 0,05 \times 2 \times 100}{1,049 \times 99,8} = 5,74 \text{ mL} \quad (V_f \text{ en L et } V_m \text{ en mL})$$

4. Compléter le texte suivant en choisissant dans la liste : une pipette jaugée ; un bécher gradué ; une fiole jaugée ; une pipette graduée ; une burette graduée ; 10 mL ; 20 mL ; 50 mL ; 100 mL ; 500 mL ; agiter ; observer ; trait de jauge ; en haut ; vider.

Pour préparer 500,0 mL d'une solution B de sulfate de cuivre à 0,10 mol/L à partir d'une solution A de sulfate de cuivre à 1,0 mol/L, on doit prélever de la solution A à l'aide d'....., puis verser dans de , compléter avec de l'eau distillée jusqu'..... puis pour homogénéiser.

4. Pour préparer 500,0 mL d'une solution B de sulfate de cuivre à 0,10 mol/L à partir d'une solution A de sulfate de cuivre à 1,0 mol/L, on doit prélever 50 mL de la solution A à l'aide d'une pipette jaugée, puis verser dans une fiole jaugée de 500 mL, compléter avec de l'eau distillée jusqu' trait de jauge puis agiter pour homogénéiser.

8. REFERENCES

- http://uel.unisciel.fr/chimie/solutaque/solutaque_ch01/co/apprendre_ch1_06.html#
- <https://wiki-des-techniques.wikispaces.com/Pr%C3%A9paration+des+solutions>
- <https://www.kartable.fr/seconde/physique-chimie/specifique/chapitres-9/la-quantite-de-matiere-et-les-solutions-la-sante-le-sport/cours/la-quantite-de-matiere-et-les-solutions-la-sante-le-sport/12029>
- http://www.physagreg.fr/Cours2nd/Chimie/Theme3/Cours/Chimie-chapitre11-solution_et_concentration.pdf
- <http://gwenaelm.free.fr/Physique/Physchim/c02/Chimie/C11-Solutions.pdf>
- <http://www.web-sciences.com/documents/seconde/sedo06/seco06.php5>
- [http://www.physique94.com/index_htm_files/C12_\(TP\)_Dissolution_dilution.pdf](http://www.physique94.com/index_htm_files/C12_(TP)_Dissolution_dilution.pdf)
- http://pcsi3.lycee-berthelot.fr/IMG/pdf/Fiche_TP_-_Preparation_d_une_solution.pdf
- http://ww3.ac-poitiers.fr/sc_phys/formatio/staglabo/chim_lab/reactifs/reactifs.htm
- http://lefevre.pc.free.fr/site_3/download/pdf/premieres/tpchimie/1stpc2.pdf
- https://www.google.dz/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=1&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKEWjo-ZDx7tbOAhUG6RQKHUXWCn0QFggaMAA&url=http%3A%2F%2Fporte-oceane.spip.ac-rouen.fr%2FIMG%2Fdoc%2FFiche_capacite_experimentale_1_solution.doc&usg=AFQjCNHwqNEt2Lr54QxoWsOp1O1VGnJh7Q&bvm=bv.129759880,d.d24
- https://www.google.dz/webhp?sourceid=chrome-instant&ion=1&espv=2&ie=UTF-8#q=tp_no2_dissolution_dilution
- https://www.google.dz/url?sa=t&rct=j&q=&esrc=s&source=web&cd=1&cad=rja&uact=8&ved=0ahUKEwiJIL_v8NbOAhUGvBQKHShyD_YQFggaMAA&url=http%3A%2F%2Flearn.univ-ouargla.dz%2F2013-2014%2Fcourses%2FTPCHIMIE1SM20132014%2Fdocument%2Ftpchimie11ereSM2014.docx%3FcidReq%3DTPCHIMIE1SM20132014&usg=AFQjCNGQs7Oln-VkfQ6MFmlob8UbUGbXdg&bvm=bv.129759880,d.bGs
- <http://clemspreims.free.fr/Technique-chimie.htm>
- <http://e.m.c.2.free.fr/protocole-liquides.html>
- <http://guy.chaumeton.pagesperso-orange.fr/1stp02ch.htm>
- <http://www4.ac-nancy-metz.fr/genie-biologique/Docs/Premi%E8re%20STL-BGB/Fiches%20M%20-%20Verrerie%20et%20mat%E9riel.pdf>
- https://www.unige.ch/sciences/chiam/williams/tp/Pharmacie/base_version_etudiant.pdf
- <http://jflemen.iutlan.univ-rennes1.fr/CHIMIE/CHIMIE2/RAPCOU.HTM>

TP N° 04. RECHERCHE DES GROUPES FONCTIONNELS

*En chimie, les composés organiques peuvent être considérés comme constitués d'une squelette relativement non réactif appelé l'alcane parent en nomenclature substitutive, et d'un ou plusieurs groupes fonctionnels. Le **groupe fonctionnel** est un atome, ou un groupe d'atomes, qui a des propriétés chimiques similaires chaque fois qu'il est présent dans des composés différents. Il définit les propriétés caractéristiques physiques et chimiques des familles de composés organiques.*

Cette manière de considérer les molécules est utilisée dans la nomenclature et dans l'estimation des propriétés physico-chimiques des composés chimiques.

*Si le groupe fonctionnel possède un hétéroatome, il est également possible de le considérer comme un **groupe caractéristique**.*

On trouve parfois à tort le terme «groupement», utilisé comme synonyme de groupe fonctionnel. Il désigne en fait plutôt une fraction importante d'une molécule, de l'ordre de la moitié (d'où le terme «moiety» en anglais) de sa taille ou plus.

Nous présenterons dans ce qui suit les tests chimiques d'identification des groupes fonctionnels les plus courants en chimie organique.

Contenu

1. <i>Rappels</i>	64
2. <i>Analyse organique fonctionnelle</i>	69
3. <i>But du TP</i>	71
4. <i>Quelques tests caractéristiques</i>	71
5. <i>Questions</i>	84
6. <i>Corrigé type</i>	85
7. <i>Références</i>	87

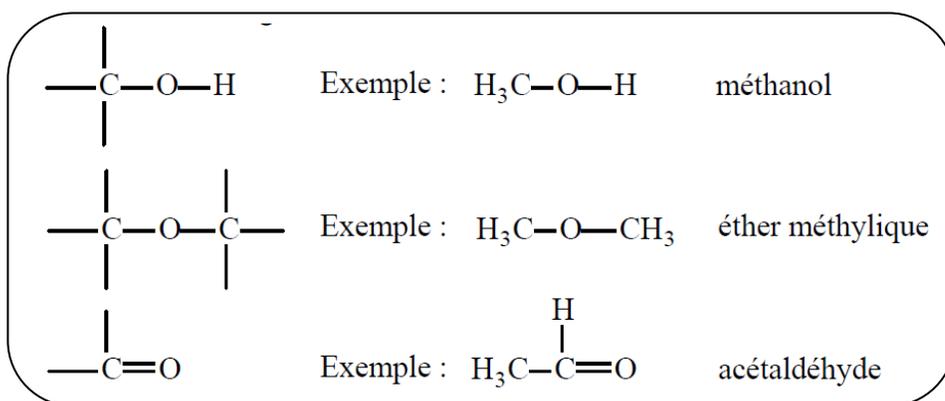
1. RAPPELS

1.1. Définitions

Fonction chimique ou groupe fonctionnel

On appelle groupe fonctionnel ou fonction chimique, l'atome ou le groupe d'atomes qui caractérise une famille de composés organiques et qui détermine l'ensemble de ses propriétés ainsi que sa réactivité chimique.

Si, en plus du carbone et de l'hydrogène, on considère par exemple l'oxygène, élément bivalent, trois enchaînements sont envisageables

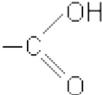


Ces trois fonctions confèrent aux molécules qui les comportent des propriétés différentes.

Toutes les molécules contenant l'une de ces fonctions ont des propriétés analogues et constituent une famille homogène.

Le carbone qui porte la fonction est appelé carbone fonctionnel.

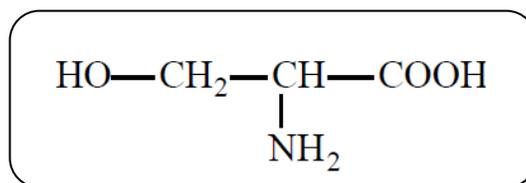
Voici quelques exemples d'atomes ou de groupes d'atomes à connaître:

Nom du groupe	Atome ou groupe d'atomes
halogéno	-X (F, Cl, Br, I)
hydroxyle	-OH
amino	-NH ₂
carbonyle	
carboxyle	

Fonction principale

Lorsqu'une molécule comporte deux ou plusieurs fonctions chimiques, l'une de ces fonctions sera considérée comme *fonction principale* et les autres comme groupements.

Exemple:



Ce composé comporte trois groupes fonctionnels différents : acide carboxylique, amine et alcool.

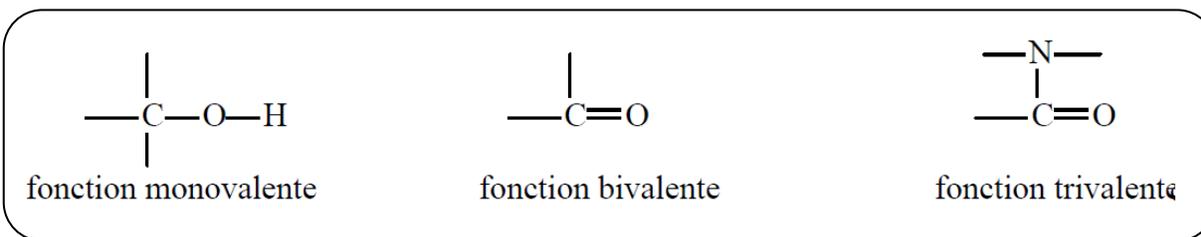
Le groupement acide est la fonction principale et les deux autres sont considérés comme substituants.

Les fonctions chimiques sont classées selon leur *valence*. Une fonction est dite principale lorsqu'elle a la valence la plus élevée.

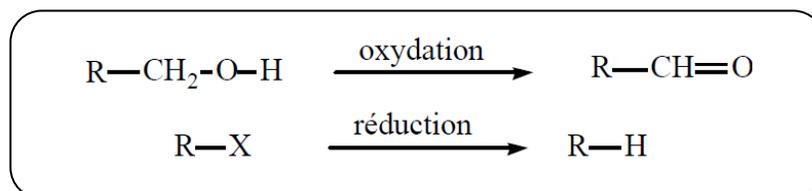
Valence d'une fonction chimique

On appelle valence d'une fonction, le nombre d'atomes d'hydrogène substitués sur le carbone fonctionnel par des hétéroatomes.

Exemples :

**Remarque :**

On considère que le passage d'une fonction à une valence supérieure est une oxydation et que le passage inverse est une réduction. Ainsi la transformation d'un alcool en un aldéhyde est une oxydation, bien que ce dernier ne contienne pas plus d'oxygène que l'alcool et le passage d'un halogénure d'alkyle en hydrocarbure (auquel on attribue la valence zéro) est une réduction.

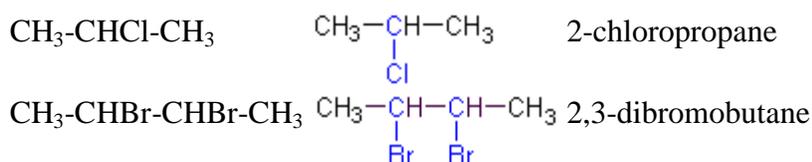


1.2. Familles chimiques

1.2.1. Famille des composés halogénés

Les molécules présentant un groupe halogéno font partie de la famille des composés halogénés. Si R représente la chaîne carbonée, ces composés pourront être notés très généralement R-X (R-F pour les composés fluorés, R-Cl pour les composés chlorés, R-Br pour les composés bromés et R-I pour les composés iodés).

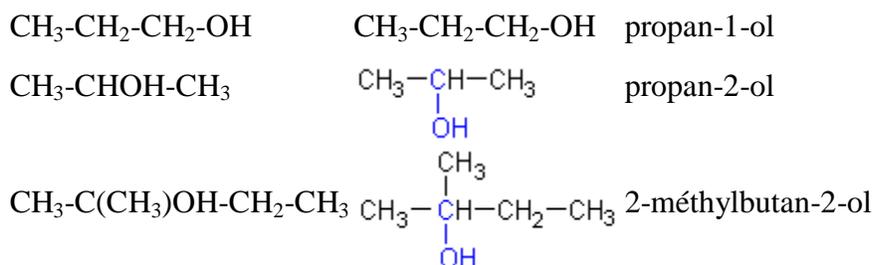
Leur nom s'obtient en faisant précéder le nom de l'alcane dont il dérive du préfixe fluoro, chloro, bromo ou iodo, précédé de l'indice de position de ce groupe suivi d'un tiret. Par exemple :



1.2.2. Famille des alcools

Les molécules de cette famille présentent toutes un groupe hydroxyle fixé sur une chaîne carbonée. On pourra les noter d'une façon générale R-OH.

Leur nom s'obtient en remplaçant le e final du nom de l'alcane dont il dérive par le suffixe ol précédé de l'indice de position du carbone fonctionnel (le carbone qui porte le groupe hydroxyle) encadré par deux traits d'union. Par exemple:



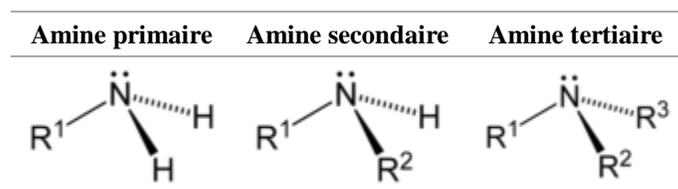
On peut regrouper les alcools en différentes classes :

- Dans un alcool primaire l'atome de carbone fonctionnel est lié au plus à un seul autre atome de carbone.
- Dans un alcool secondaire l'atome de carbone fonctionnel est lié à deux autres atomes de carbone.
- Dans un alcool tertiaire l'atome de carbone fonctionnel est lié à trois autres atomes de carbone.

1.2.3. Famille des amines

Les molécules de cette famille présentent toutes un groupe amino fixé sur une chaîne carbonée. On pourra les noter d'une façon générale R-NH₂.

On parle d'amine primaire, secondaire ou tertiaire selon qu'il y a un, deux ou trois atomes d'hydrogène substitués.



Leur nom officiel s'obtient en remplaçant le e final de l'alcane dont il dérive par le suffixe amine. Une nomenclature plus courante (nomenclature usuelle ou nomenclature radicofonctionnelle) consiste à ajouter le suffixe amine au nom du radical alkyle -R après en avoir supprimé le e final. Par exemple:



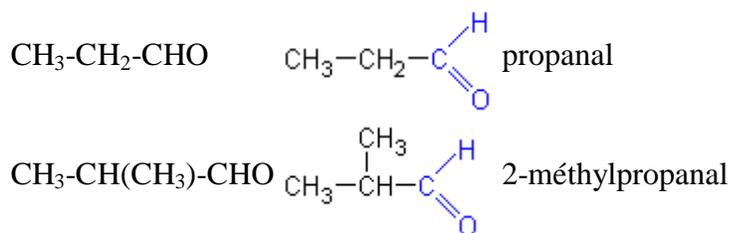
1.2.4. Familles des composés carbonylés

On rencontre deux familles chimiques de composés présentant le groupe carbonyle.

- *Famille des aldéhydes*

Le groupe carbonyle est situé en bout de chaîne. On pourra les noter d'une façon générale R-CHO.

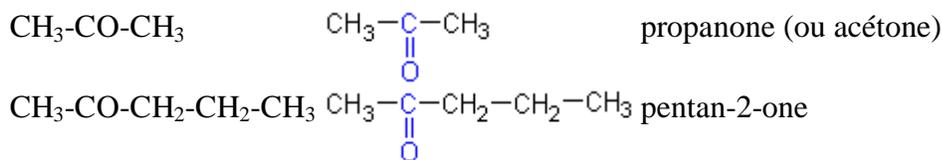
Leur nom s'obtient en remplaçant le e final de l'alcane dont il dérive par la terminaison al. La chaîne carbonée d'un aldéhyde est numérotée à partir du carbone fonctionnel (le carbone du groupe carbonyle). Par exemple:



- *Famille des cétones*

Le groupe carbonyle est situé dans la chaîne. On pourra les noter d'une façon générale R₁-CO-R₂.

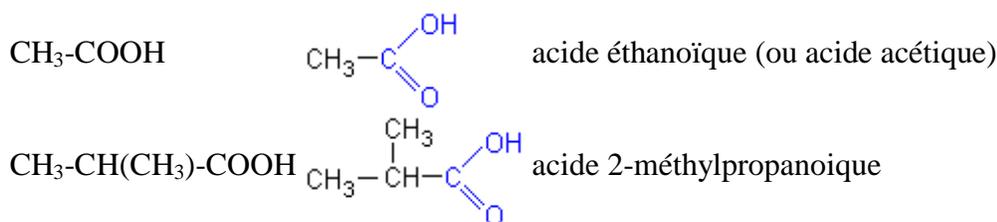
Leur nom s'obtient en remplaçant le e final de l'alcane dont il dérive par la terminaison one précédée éventuellement de l'indice de position du carbone fonctionnel (carbone du groupe carbonyle). Par exemple:



1.2.5. Famille des acides carboxyliques

Les molécules de cette famille présentent toutes le groupe carboxyle en bout de chaîne. On pourra les noter R-COOH ou plus simplement R-CO₂H.

On obtient leur nom en remplaçant le e final de l'alcane dont il dérive par la terminaison oïque et en le faisant précéder du mot acide. On numérote la chaîne carbonée à partir du carbone fonctionnel (carbone du groupe carboxyle). Par exemple:



2. ANALYSE ORGANIQUE FONCTIONNELLE

L'analyse organique fonctionnelle consiste en l'analyse d'un composé organique par l'observation de la réactivité chimique des fonctions présentes.

2.1. Principe

Ces analyses se déroulent en 3 étapes, quand on est confronté à un composé inconnu. La première étape consiste en l'observation de l'aspect de la substance, de sa réactivité vis à vis de la combustion, et de la détermination de la solubilité de cette molécule dans divers solvants voire de ses propriétés acido-basiques. La seconde étape consiste en des tests caractéristiques de certaines fonctions organiques, permettant d'orienter l'analyse vers d'autres tests, eux spécifiques d'une fonction en particulier. La troisième étape consiste alors à faire des essais (dits de confirmation) qui permettront de déterminer quels sont les groupes en présence dans notre molécule.

- *Avantages* : mis bout à bout, ces tests permettent d'appréhender la réactivité de certaines molécules, d'expliquer pourquoi elles réagissent, et permettent d'effectuer de l'analyse qualitative avec des moyens relativement rudimentaires, mais efficaces quand on sait vers où se diriger.
- *Inconvénients, limites* : l'analyse organique fonctionnelle est relativement désuète actuellement à l'ère des spectromètres RMN et de l'analyse par spectrométrie de masse couplée à d'autres techniques de séparation, en outre le composé utilisé ne doit pas comporter beaucoup (supérieur à 4) de groupes fonctionnels différents, et il ne doit pas être en mélange avec d'autres composés, car les analyses seraient alors faussées.

Dans toute la suite des évènements, on s'efforcera d'avoir des composés plus ou moins purifiés, et de préférence isolés et non sous forme de mélanges. L'analyse organique fonctionnelle est très utile quand on cherche à déterminer la bonne marche d'une réaction, et l'obtention des composés voulus lors de certaines synthèses, pour peu de savoir vers où on doit se diriger.

2.2. Démarche

1^{re} étape

Observations :

- Aspect de la substance étudiée (état physique, odeur, couleur)
- Réaction au feu (combustible ou non)
- Solubilité dans divers solvants (eau, hydroxyde de sodium dilué, acide chlorhydrique dilué, acide sulfurique concentré, éther éthylique)
- Réactions acido-basiques (éventuellement, avec NaOH_{aq} , HCl_{aq})

2^e étape

Ensuite, il s'agit de procéder à des tests caractéristiques de certaines fonctions organiques, tests qui permettront d'orienter l'analyse.

3^e étape

Enfin, il s'agit de procéder à des tests spécifiques d'une fonction organique en particulier, autant de tests spécifiques que l'on aura de fonctions différentes dans notre composé, qui permettront enfin de déterminer avec certitude les fonctions contenues dans la molécule étudiée. D'où l'intérêt d'avoir des composés relativement peu polyfonctionnels...

3. BUT DU TP

- Connaître et savoir réaliser quelques tests chimiques qualitatifs qui permettent d'identifier et de reconnaître certains des groupes fonctionnels les plus courants.

Les progrès techniques ont permis de développer des appareils permettant d'effectuer l'analyse structurale et fonctionnelle après séparation quantitative des différents constituants d'un mélange, méthodes parmi lesquelles peuvent être rencontrées l'analyse spectrale type spectroscopie infrarouge (IR), ultraviolet-visible (UV-vis), la spectroscopie par résonance magnétique nucléaire (RMN), ou encore l'analyse élémentaire, on se limitera ici à présenter une liste non exhaustive de tests simples permettant de procéder à ces analyses fonctionnelles de manière simple telle que les chimistes les avaient développées avant l'émergence des techniques assistées par appareils. Il s'agit ici de présenter des essais simples permettant de se faire une idée du composé que l'on a en face de soi, il ne s'agit nullement de techniques permettant d'identifier en profondeur la structure d'une molécule inconnue.

Un élément essentiel de la planification d'une expérience concerne l'évaluation des risques et dangers associés aux substances chimiques et aux opérations proposées dans l'expérience.

Ainsi, d'autres tests chimiques classiques utilisés en chimie organique, ne sont pas proposés ici à la manipulation des étudiants notamment pour des raisons de sécurité, compte tenu de la toxicité de certains composés à utiliser.

4. QUELQUES TESTS CARACTERISTIQUES

Pour l'ensemble des tests ci-dessous :

- Réaliser l'expérience en suivant le mode opératoire.
- Faire des schémas annotés de l'expérience.
- Noter les observations.

- Conclure.

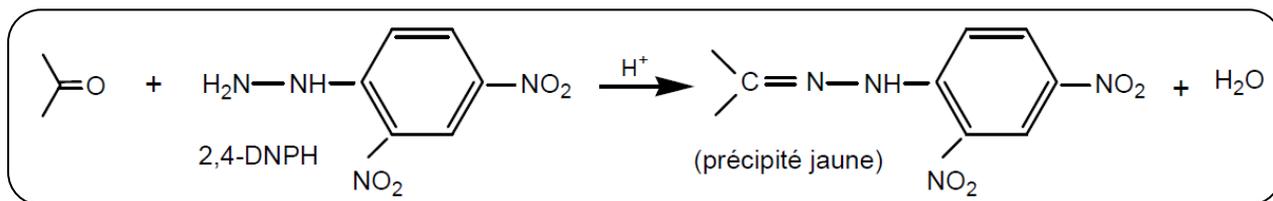
4.1. Aldéhydes et cétones

4.1.1. Test à la 2,4-dinitrophénylhydrazine

Principe

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.

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

Mode opératoire

Attention : introduire le composé organique dans la 2,4-DNPH

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

- Test avec la 2,4-DNPH :

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

- Conclusion :

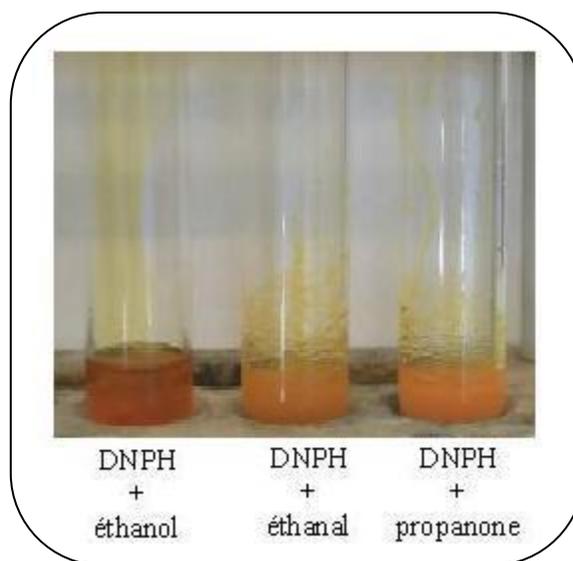
L'apparition d'un précipité jaune-orangé est caractéristique d'un aldéhyde ou d'une cétone.

Manipulation

Réaliser le test à la 2,4 DNPH sur de la propanone, de l'éthanal et sur de l'éthanol.
Conclure.

Les alcools ne forment pas de précipités avec la DNPH (tube de gauche).

Les aldhydes et les cétones forment des précipités jaunes avec la DNPH (tube du centre et de droite).



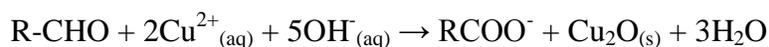
4.1.2. Test à la liqueur de Fehling

Principe

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).

Mode opératoire

- Préparation de la liqueur de Fehling :

- Solution A : 40 g de sulfate de cuivre (CuSO_4) dans 1 L d'eau distillée.
- Solution B : 200 g de sel de Seignette (tartrate sodicopotassique).

On obtient la liqueur de Fehling en mélangeant en volumes égaux les deux solutions A (solution de tartrate double de sodium et potassium (incolore)) et B (solution de sulfate de cuivre II (bleue)). Le mélange donne une solution de couleur bleu nuit, contenant un ion complexe du cuivre II.

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 1 mL de solution A (bleue) et 1 mL de solution B.
- Ajouter 1 mL de composé organique à tester (acétone, 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.

- Conclusion :

L'apparition d'un précipité rouge brique d'oxyde cuivreux est caractéristique d'une fonction aldéhyde (test négatif avec les cétones).

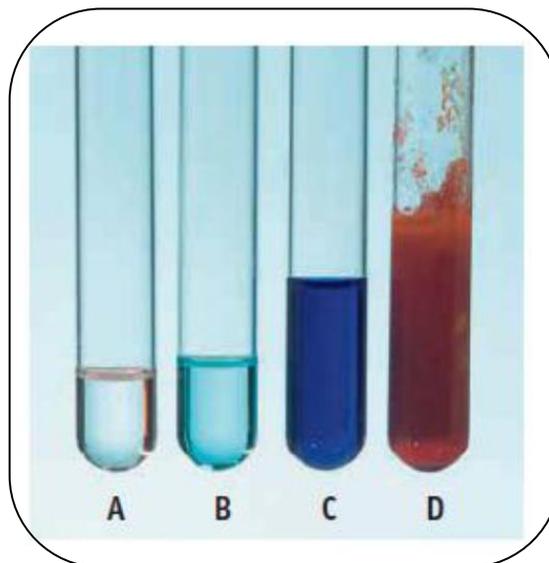
Test à la liqueur de Fehling :

A : solution de tartrate de Sodium et potassium ;

B : solution de sulfate de cuivre

C : résultat du mélange ;

D : mise en évidence de la fonction aldéhyde (Après avoir chauffé)

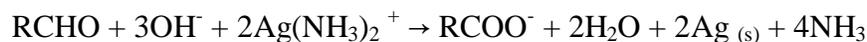


4.1.3. Test du miroir d'argent de Tollens

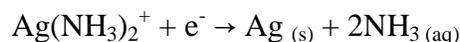
Principe

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 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).

Mode opératoire

- Préparation du réactif de Tollens :

- Verser une solution (2 mL) 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 7 mL).
- 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 3 mL de réactif de Tollens, *fraîchement préparé*.
- Ajouter 4 gouttes du produit à tester. Agiter doucement.
- S'il n'y a pas de réaction, mettre le tube dans un bain marie (35 à 60° C) pendant 5 mn.
- L'argent commence alors à se déposer sur les parois, formant un beau miroir d'argent si la substance testée contient un aldéhyde.

(Rq : après l'essai, jeter le contenu du tube et le nettoyer avec de l'acide nitrique dilué).

- Conclusion :

L'apparition d'un dépôt d'argent (miroir ou précipité grisâtre ou noir) est caractéristique d'un aldéhyde (test négatif avec les cétones).



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.*

Manipulation

Réaliser les tests au réactif de Tollens et à la liqueur de Fehling sur de l'acétone et de l'éthanal. Conclure.

4.2. Alcools

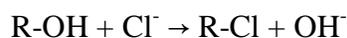
4.2.1. Test de Lucas

Principe

Alcools à moins de six (alcools primaires, secondaires ou tertiaires) : Ce test est caractéristique de la classe de l'alcool, il 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.

Mode opératoire

- Préparation du réactif de Lucas :
 - Verser 10 mL d'acide chlorhydrique concentré (à 37 %) dans un erlenmeyer placé dans un bain de glace.
 - Y dissoudre 16 g de chlorure de zinc anhydre ($ZnCl_2$).
- Test avec le réactif de Lucas :
 - Prendre 3 tubes à essais secs et propres, verser 2 mL de réactif de Lucas dans chaque tube.
 - Ajouter 5 gouttes d'alcool :
 - primaire (dans le premier tube)
 - secondaire (dans le second)
 - tertiaire (dans le troisième)
 - Boucher les 3 tubes et agiter énergiquement pendant 1 mn.
 - 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 10 mn.
 - Les alcools primaires ne réagissent pas.
- Conclusions :
 - L'apparition d'une phase insoluble ou d'une émulsion en moins de deux minutes est caractéristique d'un alcool tertiaire ;
 - elle prend de 5 à 10 minutes avec un alcool secondaire.
 - Rien ne se produit avec un alcool primaire.

Manipulation

Réaliser le test de Lucas sur de l'éthanol, de l'isopropanol et du tertio-butanol. Conclure.

4.2.2. Test de Jones

Principe

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.

Mode opératoire

- Préparation du réactif de Jones :
 - Dissout 26,72 g de CrO_3 dans 23 mL de H_2SO_4 concentré.
 - Compléter avec de l'eau distillée jusqu'à un volume de 100 mL.
- Test avec le réactif de Jones :
 - Dans un tube sec, verser 1 mL d'acétone et une goutte d'alcool.
 - Ajouter une goutte du réactif de Jones.

Manipulation

Réaliser le test de Jones sur de l'éthanol, de l'isopropanol et du tertio-butanol. Conclure.

4.3. Phénol

Test au chlorure de fer (III)

Principe

Les phénols forment des complexes colorés avec l'ion fer III en présence de pyridine :



Le test est plus sensible en solution dans le chloroforme qu'en solution aqueuse et la couleur est bleue violette, verte ou rouge brun.

Mode opératoire

- Préparation du réactif :

- Dissoudre 1 g de chlorure de fer III anhydre dans 100mL de chloroforme.
- Agiter par intermittence pendant une heure.
- Décanter ou filtrer.

- Test au chlorure de fer(III) :

- Dissoudre dans un tube à essai 5 gouttes d'échantillon (phénol) dans 2 mL de chloroforme.
- Ajouter 2 gouttes de réactif et 3 gouttes de pyridine.
- Agiter. Le test est positif si une coloration le plus souvent rouge, apparait.

- Conclusion :

L'apparition d'une coloration (bleu-violet, rouge...) est caractéristique d'un composé phénolique.

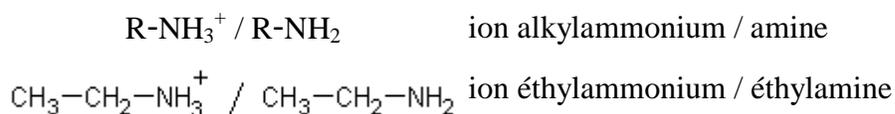
Manipulation

Réaliser le test au chlorure de fer(III) sur du paracétamol, du benzaldéhyde et sur de l'éthanol. Conclure.

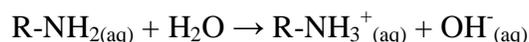
4.4. Caractérisation des amines basée sur les propriétés acido-basiques

Principe

Une amine se caractérise par le caractère basique de sa solution aqueuse. Elle fait partie du couple acide/base. L'amine $R-NH_2$ est la base du couple $R-NH_3^+ / R-NH_2$.



L'amine réagit avec l'eau selon la réaction :



La production d'ions $OH^-(aq)$ confère à la solution sa nature basique.

Le caractère basique est marqué par la présence d'ions hydroxyde HO^- en solution aqueuse. La mise en évidence expérimentale de ce caractère basique peut être faite à l'aide d'un pH-mètre ($pH > 7$ à $25^\circ C$) ou plus simplement à l'aide d'un indicateur coloré ou du papier pH (la solution devient bleue en présence de bleu de bromothymol (BBT)).

Mode opératoire

Tremper un agitateur en verre dans la solution aqueuse d'éthylamine dont on veut tester les propriétés acides ou basiques ; déposer une goutte de cette solution sur un cm environ de papier pH placé sur une coupelle.

Ou ajouter du BBT, si la solution devient bleue. On est en présence d'amine. Attention : le BBT annonce uniquement le pH basique de la solution.

4.5. Caractérisation des acides carboxyliques

4.5.1. Caractérisation des acides carboxyliques basée sur les propriétés acido-basiques

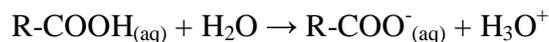
Principe

Leur solution aqueuse possède un caractère acide. Un acide carboxylique fait partie du couple acide/base. L'acide carboxylique R-COOH est l'acide du couple R-COOH / R COO⁻.

R-COOH / R-COO⁻ acide carboxylique / ion carboxylate

CH₃-COOH / CH₃-COO⁻ acide éthanoïque / ion éthanoate

Il réagit avec l'eau selon la réaction :



La formation d'ions H₃O⁺ confère à la solution sa nature acide.

Le caractère acide est marqué par la présence d'ion oxonium H₃O⁺ en solution aqueuse. La mise en évidence expérimentale de ce caractère acide peut être faite à l'aide d'un pH-mètre (pH < 7 à 25°C) ou plus simplement à l'aide d'un indicateur coloré ou du papier pH (la solution devient jaune en présence de bleu de bromothymol).

Mode opératoire

Tremper un agitateur en verre dans la solution aqueuse d'acide éthanoïque dont on veut tester les propriétés acides ou basiques, déposer une goutte de cette solution sur un cm environ de papier pH placé sur une coupelle.

Un acide carboxylique provoque la décoloration du papier **pH** (teinte acide). Il provoque aussi le passage de la teinte bleue à la teinte jaune pour le bleu de bromothymol (BBT).

4.5.2. Test à l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3

Principe

La distinction entre un véritable acide et une fonction présentant une certaine acidité (le phénol par exemple), se fait en observant la réaction entre l'échantillon et une solution saturée d'hydrogénocarbonate de sodium. Une vigoureuse effervescence révèle qu'il s'agit d'un acide carboxylique.



Mode opératoire

- Introduire dans un tube à essai 2 mL d'une solution aqueuse de NaHCO_3 à 5 %.
- Ajouter 5 gouttes d'une solution d'acide acétique dans le méthanol.
- Une vigoureuse effervescence (dégagement de CO_2) indique la présence d'un groupe carboxyle.

5. QUESTIONS

1. Après avoir réalisé les tests sur un composé de chaque famille. Compléter le tableau récapitulatif des tests de reconnaissance.

Tableau récapitulatif des tests de reconnaissances

Fonction testée	Formule générale	Test caractéristique
Aldéhyde		
Cétone		
Alcool		
Phénol		
Acide carboxylique		
Amine		

2. Quel est l'intérêt de ces tests ?

3. Pourquoi faut-il introduire la DNPH avant le composé carbonyle ?

6. CORRIGE TYPE

1. Après avoir réalisé les tests sur un composé de chaque famille. Compléter le tableau récapitulatif des tests de reconnaissance.

Tableau récapitulatif des tests de reconnaissances

Fonction testée	Formule générale	Test caractéristique
Aldéhyde	R-CHO	<ul style="list-style-type: none"> • Formation d'un précipité jaune-orangé avec la 2,4 DNPH • Formation d'un précipité rouge brique avec la liqueur de Fehling. • Formation d'un miroir d'argent avec le réactif de Tollens.
Cétone	R-CO-R'	<ul style="list-style-type: none"> • Formation d'un précipité jaune-orangé avec la 2,4 DNPH
Alcool	R-OH	<ul style="list-style-type: none"> • Réactivité particulière des alcools primaires : donnent lieu à une réaction négative avec le réactif de Lucas. • Réactivité particulière des alcools secondaires et tertiaires : donnent lieu à une opalescence lente avec le réactif de Lucas.
Phénol	Ar-OH	<ul style="list-style-type: none"> • Donne une réaction colorée en présence du chlorure de fer III.
Acide carboxylique	R-COOH	<ul style="list-style-type: none"> • Le BBT devient jaune en présence d'un acide carboxylique • pH inférieur à 7 • Dégagement du CO₂ gazeux avec le NaHCO₃
Amine	R-NH ₂	<ul style="list-style-type: none"> • Le BBT devient bleu en présence d'une amine • pH supérieur à 7

2. Quel est l'intérêt de ces tests ?

Actuellement, ces tests chimiques sont supplantés par les techniques de caractérisation spectroscopiques (infra-rouge, ultra-violet, RMN, ...) des composés. Ces nouvelles techniques permettent bien souvent d'établir la structure complète des molécules, ce que ne permettent que très rarement les tests chimiques. *Ces derniers restent cependant très pratiques et faciles à mettre en œuvre pour des caractérisations rapides.*

3. Pourquoi faut-il introduire la DNPH avant le composé carbonyle ?

Le précipité obtenu est soluble dans le composé à tester. C'est pourquoi il faut introduire la DNPH avant le composé carbonyle car le précipité risque de se dissoudre.

7. REFERENCES

http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Analyse_organique_fonctionnelle

https://fr.wikipedia.org/wiki/Groupe_fonctionnel

<http://www.web-sciences.com/fiches1s/fiche14/fiche14.php>

http://www.orgapoly.com/pdf/cahier1/composes_fonctionnels%20.pdf

<http://scphyschim.free.fr/1S/chimie/groupes-caracteristiques/index.htm>

<http://cyber.collegeshawinigan.qc.ca/dgrandbois/Cours-enseignes/Elements-organique/07-Analyse-qualitative-organique.pdf>

<http://nadia-boulekras.e-monsite.com/medias/files/6-identification-des-fonctions-organiques.pdf>

https://d4c83aba-a-62cb3a1a-sites.google.com/site/comtenuetp/home/tp/identification%20des%20groupements%20fonctionnels.pdf?attach=ANoY7crLPPh215so6i8Xa_az77LAXHoSgzMOkFoJqNqYIib8UsoKixcfNMx0Fk-GsuIUHPFxoMQMZ_DMxafRaFn1k3JBplbEmv_rLVq6eQuL9a3xwTfRuBqQAZrXQOjIyhNqiHelDKMUT865TUoS1XYwpZh-rHKviqWbRBsXDwmBww7jRNbAF_q0dpXmo0KXU1t7_-bq9aGMvnMICTbfYwJY9ZZRXz_HmxGT_o_jEF0Dy5IEmXPYJMI75ILTyODorpPtVacqUqNo94pIQhpcNpdXMXXyQrUd2A%3D%3D&attredirects=0

[https://fr.wikipedia.org/wiki/Amine_\(chimie\)](https://fr.wikipedia.org/wiki/Amine_(chimie))

http://www.physagreg.fr/Cours1ere/Chimie/Cours/Chimie-chapitre11-groupes_caracteristiques.pdf

<http://www.maxicours.com/soutien-scolaire/chimie/1re-s/19016.html>

<http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=2,4-dinitroph%C3%A9nylhydrazine>

[http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Chlorure_de_fer_\(III\)](http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Chlorure_de_fer_(III))

http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=R%C3%A9actif_de_Fehling

http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=R%C3%A9actif_de_Tollens

http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Anhydride_chromique

http://wiki.scienceamusante.net/index.php?title=Acide_sulfurique

ANNEXE TP N° 01. PRINCIPES DE LA CHIMIE EXPERIMENTALE**Résumé des règles de sécurité et des gestes de première urgence**

La prévention est la première démarche élémentaire de sécurité. Prévenir les accidents, c'est tout à la fois avoir une bonne connaissance du travail à effectuer, respecter l'affichage de sécurité, avoir un bon comportement au laboratoire, exercer une protection personnelle efficace, étiqueter, entreposer et éliminer correctement les produits chimiques.

Malgré le respect des mesures préventives, il peut arriver que des produits soient renversés sur le sol ou projetés sur des personnes. Les risques de feu, d'explosion ou d'intoxication peuvent alors augmenter, selon la nature de ces produits.

Résumé des règles de sécurité et des gestes de première urgence

Danger	Règle de sécurité	Gestes de première urgence
Produit avalé	<ul style="list-style-type: none"> - Interdit de pipeter à la bouche - Utiliser les propipettes et les tétines 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer la bouche - Ne pas faire boire - Ne pas faire vomir
Projection dans l'œil	<ul style="list-style-type: none"> - Utiliser les lunettes de sécurité 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer l'œil maintenu ouvert sous un filet d'eau froide ou tiède, tête penchée, œil contaminé en dessous de l'œil sain
Brûlure thermique	<ul style="list-style-type: none"> - Ni cheveux, ni vêtements flottants - Pas de vêtements synthétiques – porter une blouse en COTON 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide, 15 minutes - Garder les vêtements collés à la peau
Brûlure chimique	<ul style="list-style-type: none"> - Porter une blouse - Utiliser de petites quantités - Utiliser les concentrations minimales nécessaires - Etiqueter les contenants - Utiliser des gants si nécessaire 	<ul style="list-style-type: none"> - Rincer immédiatement sous un filet d'eau froide - Enlever les vêtements contaminés sans toucher le visage
Coupure	<ul style="list-style-type: none"> - Utiliser des torchons et lubrifier, pour enfiler un tube dans un bouchon - Jeter la verrerie fendue 	<ul style="list-style-type: none"> - Comprimer localement pour arrêter l'hémorragie - Faire asseoir et rassurer
Incendie	<ul style="list-style-type: none"> - Paillasse rangée - Savoir utiliser l'extincteur, la serpillère mouillée et la couverture antifeu 	<ul style="list-style-type: none"> - Etouffer le feu - Sur une personne : allonger la personne par terre et la couvrir avec la couverture antifeu
Inhalation d'un gaz irritant ou toxique	<ul style="list-style-type: none"> - Travailler sous hotte - Produire les quantités minimales de gaz 	<ul style="list-style-type: none"> - Faire sortir et respirer de l'air frais

A noter que :

* Une urgence est une situation qui constitue une menace immédiate pour la sécurité personnelle et la santé, l'environnement ou les biens matériels et qui ne peut pas être contrôlée et corrigée de façon sécuritaire et facilement par les personnes se trouvant sur les lieux.

* Un élément essentiel de la planification d'une expérience concerne l'évaluation des risques et dangers associés aux substances chimiques et aux opérations proposées dans l'expérience.

* Un des principaux principes de la prévention du risque chimique est de remplacer ce qui est dangereux par ce qui ne l'est pas ou ce qui l'est moins.

Dans certains cas, il est possible de substituer un produit par un autre. Voici quelques exemples.

Exemples de produits toxiques et de leurs produits de remplacements

Produits toxiques	Cible	Produits de remplacements
Hexane	Nerfs périphériques	Pentane, heptane, cyclohexane
Benzène	Moelle, cellules sanguines	Cyclohexane (éventuellement du toluène quand le cyclohexane ne convient pas)
Toluène, xylène	Systèmes nerveux	Cyclohexane
Chloroforme, tétrachlorure de carbone	Reins, foie	Dichlorométhane
Méthanol	Nerf optique	Ethanol
Peroxyde de benzoyle	Explosif brûlures	– AIBN ou bis-azo-isobutyronitrile

Recommandations pour le choix des gants

Recommandation pour le choix des gants

	Solvant	Acide	Base
Latex	Acetone Methyl alcohol Ethyl alcohol Butyl alcohol THF NMP Acetonitrile Toluene	Acetic acid Citric acid Chlorhydric acid Nitric acid	Calcium acetate Potassium acetate NH ₃ KOH NaOH KHCO ₃ NaHCO ₃
Nitrile	Petroleum ether Hexane Diethyl oxide Propyl alcohol Chloroform Cyclohexane Xylene CCl ₄ DMSO Ethyl acetate Dichloromethane	Oxalic acid Phosphoric acid	Ethylamine Methylamine Diethylamine
Néoprène	Acetonitrile DMF DMSO	Chlorhydric acid Formic acid Sulfuric acid	

■ Très bien
 ■ Bien
 ■ Résistance limitée

Retrait des gants

Les gants sont très utiles pour se protéger les mains, cependant la protection est nulle si on ne sait pas comment les retirer :

- plier le poignet d'une main vers le bas ;
- avec l'autre main, pincer l'extrémité du gant ;
- retirer le gant jusqu'aux phalanges, on doit voir la face interne se retourner sur la face externe ;
- plier le second poignet et retirer le gant complètement avec les doigts encore protégés de la seconde main ;
- se débarrasser du dernier gant en le faisant tomber en bougeant les doigts.

Faire un schéma

A quoi ça sert ?

Un schéma sert à montrer l'expérience réalisée. Il doit permettre à quelqu'un qui lit votre travail, même non spécialiste, de comprendre ce qui a été fait et quel matériel a été utilisé.

Quel matériel ?

- Tous les schémas sont faits au crayon, bien taillé.
- Tous les traits rectilignes sont tracés avec une règle.
- La couleur, si nécessaire, est faite avec des crayons de couleur uniquement.

Quelles sont les règles à respecter ?

- Les schémas doivent être propres, lisibles et pas trop petits.
- Il faut respecter les proportions d'un schéma (on ne schématise pas une éprouvette de la même taille qu'une goutte de liquide !).
- Les schémas sont réalisés en coupe, en éliminant les détails inutiles.
- Les schémas doivent comporter une légende :
- Pour faire la légende, on trace des flèches (au crayon et à la règle), dirigées vers la partie à légender.
- Les légendes doivent être écrites à côté des flèches : à gauche ou à droite, mais pas au milieu du schéma !
- Sur la légende, on écrit le nom complet des produits.

Quelle méthode?

- Si on fait un schéma à partir d'un dessin, d'une photo ou d'un montage réel, il faut repérer et respecter le matériel utilisé. (Ex : ne pas schématiser un bécher alors que dans l'expérience on utilise un verre à pied.)
- Il faut prévoir une place suffisante sur la feuille (en pensant à la légende). Un bon schéma couvre environ 1/3 de la feuille de compte-rendu

- On commence par schématiser les éléments posés sur la table.
- Si besoin, relier les éléments entre eux au fur et à mesure.
- Légènder chaque élément du schéma, la pointe de la flèche côté dessin, le texte de l'autre côté.

Remarque: Un schéma ... des schémas !!!

Certaines manipulations nécessitent de faire plusieurs schémas pour montrer, par exemple, le début et la fin de l'expérience

ANNEXE TP N° 02. DETERMINATION DE LA QUANTITE DE MATIERE**MANIPULATIONS DES SUBSTANCES CHIMIQUES****1. Solides**

Les solides sont généralement conservés dans des récipients à large goulot. Lisez toujours soigneusement l'étiquette avant de vous servir d'une substance chimique. Retirez le couvercle ou le bouchon et déposez-le de sorte qu'il ne soit pas contaminé; inclinez le contenant et roulez-le doucement entre vos doigts jusqu'à ce que la quantité voulue tombe dans le couvercle. Ne gaspillez pas les produits. Si le solide est durci, demandez à l'enseignant ou à l'enseignante de vous aider. Les produits chimiques ne devraient jamais être remis dans leur récipient – jetez tout excès.

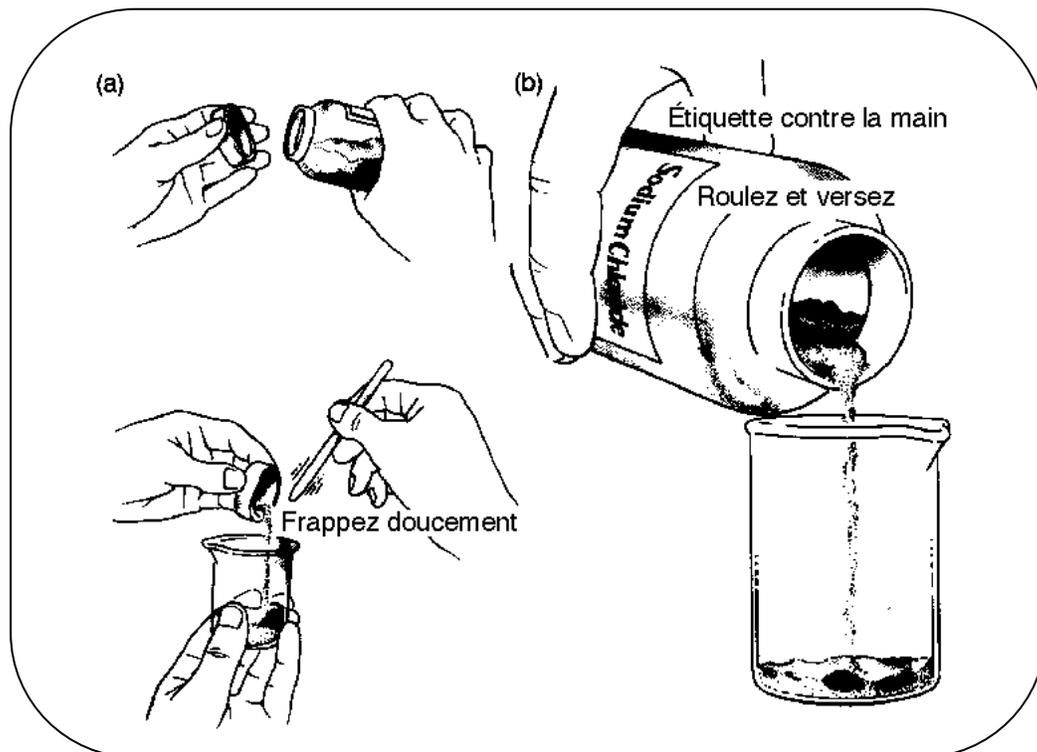


Figure 1. Versement d'un solide depuis son contenant

2. Liquides

Plusieurs réactifs courants au laboratoire sont en solution, alors que d'autres sont des liquides purs, comme l'alcool et l'acétone. Les liquides sont entreposés dans différents types de récipients comme le montre la figure 2.

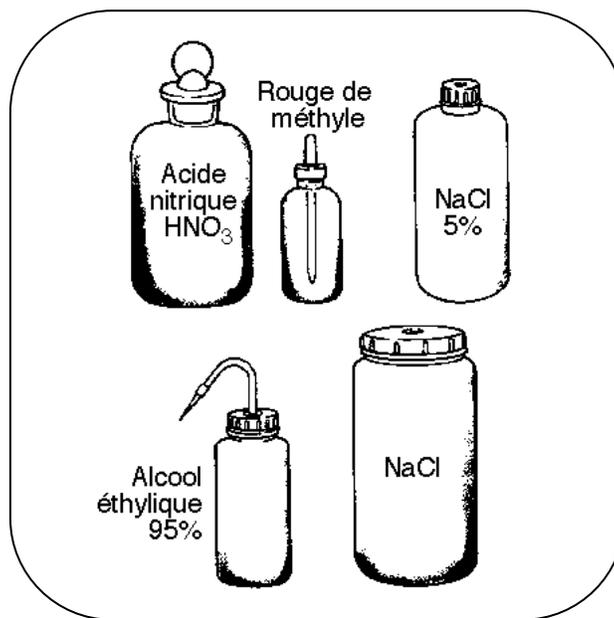


Figure 2. Récipients courants pour les réactifs solides et liquides

Des flacons laveurs ou des bouteilles avec un compte-gouttes sont utilisés lorsque de très petites quantités de liquide sont requises pour une expérience. Pour les quantités plus grandes, des récipients courants sont souvent utilisés. La figure 3 illustre le versement d'un liquide contenu dans une bouteille de réactif. Vous devriez toujours lire attentivement l'étiquette sur le contenant d'un réactif avant de prélever du liquide. Une lecture attentive des étiquettes prévient les accidents.

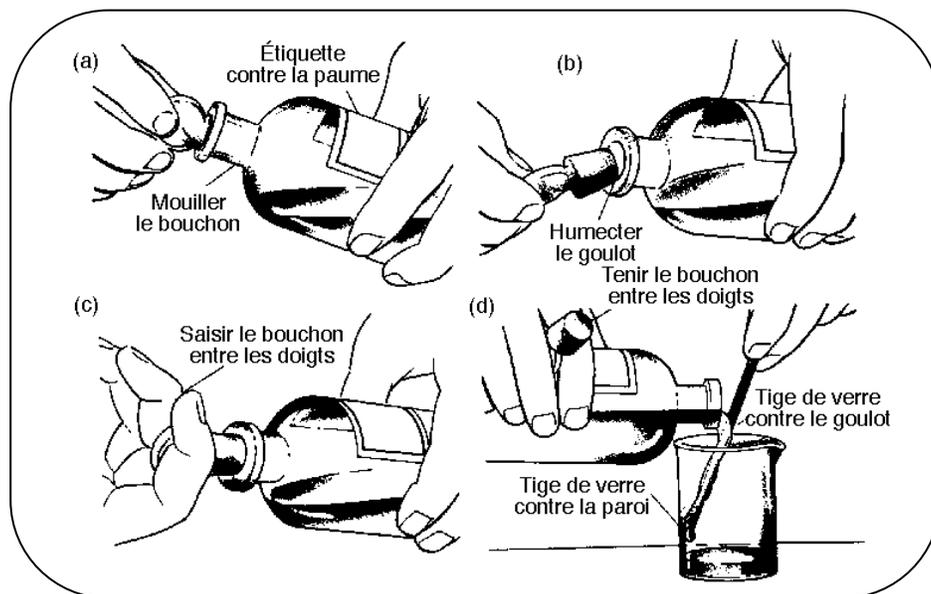


Figure 3. Versement d'un liquide depuis un flacon

BALANCES ÉLECTRONIQUES

Les balances électroniques sont maintenant courantes dans les laboratoires des maisons d'enseignement. Ces balances sont calibrées à l'aide d'un standard interne et ont souvent la capacité de tarer une masse. À l'abri des courants d'air, la balance électronique offre une précision ($\pm 0,001$ g) supérieure à celle de la balance à fléau ($\pm 0,01$ g), mais inférieure à celle de la balance analytique ($\pm 0,0001$ g). La façon d'utiliser les balances électroniques varie d'une marque à l'autre. L'enseignant ou l'enseignante vous indiquera comment utiliser celles qui se trouvent dans votre laboratoire. Les directives qui suivent s'appliquent généralement.

Utilisation des balances électroniques

Les balances électroniques sont très sensibles, très précises et très coûteuses. Les directives qui suivent vous permettront de les utiliser rapidement et d'en apprécier la précision.

Commentaires généraux

1. L'extérieur des objets pesés doit être *absolument sec*.

2. Il faut nettoyer la balance *immédiatement* lorsqu'il y a un déversement. Demandez à votre enseignant ou à votre enseignante de vous aider.
3. L'objet pesé doit être à la température de la pièce. La figure 4 montre une balance électronique et sa capacité.

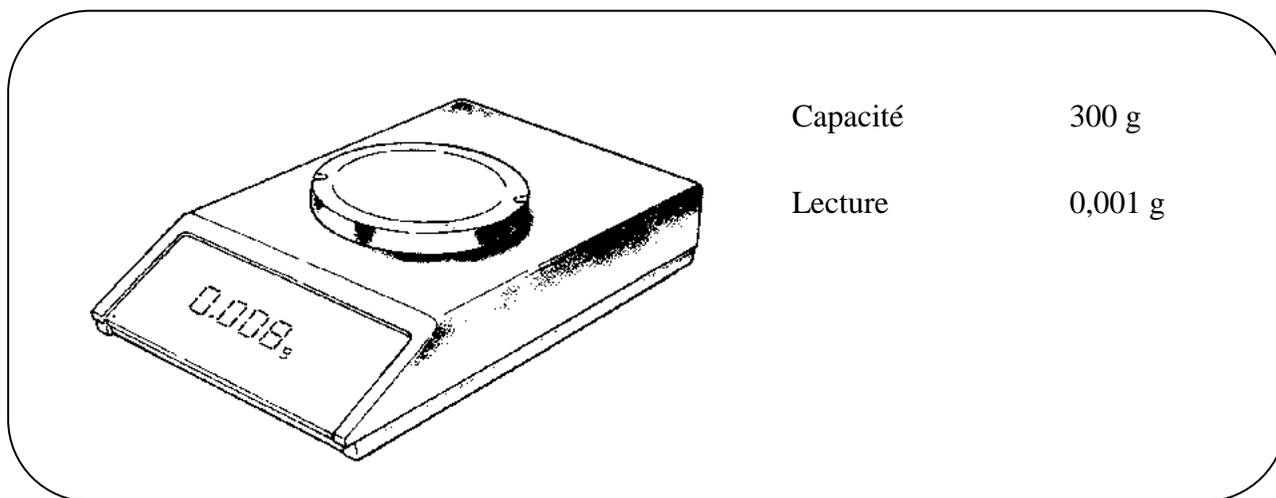


Figure 4. Une balance électronique

Mise en marche de la balance

1. Vous pouvez vérifier si l'affichage fonctionne bien.
2. Lorsque le plateau est vide, appuyez brièvement sur la barre de commande ; tous les segments de l'affichage s'allument pendant quelques secondes.
3. L'affichage indique ensuite le nombre zéro avec autant de décimales que la balance le permet.

Un affichage de 0,000 g et de *rien d'autre* indique que la balance est stable et prête à être utilisée.

Un indicateur allumé à gauche de l'écran d'affichage signifie que la balance est instable. Attendez quelques secondes. Si l'indicateur demeure allumé, demandez de l'aide à votre enseignant ou à votre enseignante. Lorsque l'affichage indique 0,000 g et que l'indicateur est éteint, vous pouvez utiliser la balance.

Pesée directe

Appuyez doucement sur la barre de commande et relâchez-la. L'affichage devrait indiquer 0,000 g. Mettez délicatement l'objet à peser au *centre* du plateau. Lorsque l'affichage est stabilisé *et* que l'indicateur à gauche de l'écran d'affichage est éteint, prenez note de la masse. Retirez délicatement l'objet du plateau.

Pesée par différence (ajout de masse)

Pour peser par différence, il faut tarer le contenant.

1. Posez le récipient (sec) au centre du plateau
2. Attendez que la lecture soit stable : l'indicateur s'éteint et la lecture est constante.
3. Appuyez doucement sur barre de commande et relâchez-la. L'affichage indiquera 0,000 g.
4. Ajoutez au contenant l'objet ou la substance à peser.
5. Lorsque l'affichage est stabilisé, vous pouvez lire directement la masse de l'objet ou de la substance.
6. Retirez le récipient du plateau, appuyez doucement sur la barre de commande et relâchez-la. L'affichage indiquera 0,000 g et la balance sera prête pour la prochaine pesée.

Pesée par différence (retrait de masse)

1. Posez le récipient (sec) et son contenu au centre du plateau.
2. Attendez que la lecture soit stable : l'indicateur s'éteint et la lecture est constante.
3. Appuyez doucement sur la barre de commande et relâchez-la. L'affichage indiquera 0,000 g.
4. Retirez la substance ou l'objet du récipient. S'il s'agit d'un liquide ou d'une poudre, il faut retirer le récipient aussi. L'affichage négatif est la masse de la substance ou de l'objet retiré. Si vous devez peser plus d'un échantillon, répétez les étapes 3 et 4.

- Retirez le récipient du plateau, appuyez doucement sur la barre de commande et relâchez-la. L'affichage indiquera 0,000 g et la balance sera prête pour la prochaine pesée.

Pour fermer la balance, soulevez doucement la barre de commande.

Lorsque vous avez fini d'utiliser la balance, assurez-vous de la laisser bien propre.

MESURE DU VOLUME – TECHNIQUES DE VOLUMÉTRIE

1. Cylindres gradués

Les cylindres gradués sont couramment utilisés pour mesurer le volume des liquides. L'eau et les solutions aqueuses mouillent le verre et produisent un ménisque concave dans la verrerie. La figure 5 montre comment lire correctement un volume.

Les cylindres gradués permettent de mesurer approximativement le volume des liquides. Tenez le cylindre gradué à la hauteur de vos yeux et observez le ménisque. Le ménisque est concave et son centre est relativement plat. En situant cette région plane par rapport aux graduations d'un cylindre de 25 mL, on peut estimer le volume à 0,2 mL près.

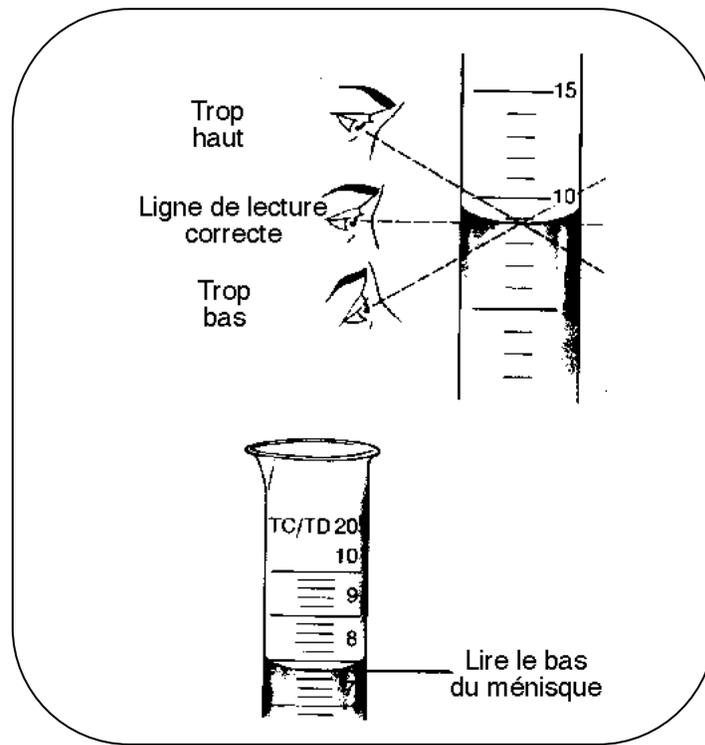


Figure 5. Bonne technique de lecture d'un cylindre gradué ou d'une burette

2. Pipettes volumétriques

Utilisez toujours une poire de caoutchouc pour remplir les pipettes. Les pipettes volumétriques n'ont qu'une seule marque de calibrage et sont construites pour prélever un volume précis de liquide. La pipette doit d'abord être rincée avec de l'eau distillée. Elle est ensuite partiellement remplie du liquide à aspirer. La pipette est maintenue à l'horizontale et roulée entre les doigts de façon que le liquide mouille toutes les parties. Finalement, le liquide est drainé par la pointe. Après trois rinçages, la pipette est remplie jusqu'au dessus de la marque de calibrage et la pointe est essuyée. On laisse le liquide descendre jusqu'à la marque de calibrage; la goutte qui reste à l'extérieur est éliminée en touchant la surface du liquide dans le bécher de rebut avec la pointe de la pipette. La pipette est alors vidée dans un récipient propre. Lorsque la pipette semble complètement drainée, attendez encore 20 secondes et touchez la paroi intérieure du récipient pour enlever la goutte qui reste au bout. Ne chassez pas le liquide qui reste dans la pipette. En suivant les instructions qui précèdent, la pipette éjectera le volume pour lequel elle a été calibrée. Il existe des pipettes de différente taille : on utilise généralement des pipettes de 5, 10, 25 ou 50 mL.

Une pipette étalonnée porte des graduations et permet d'éjecter un volume variable de liquide.

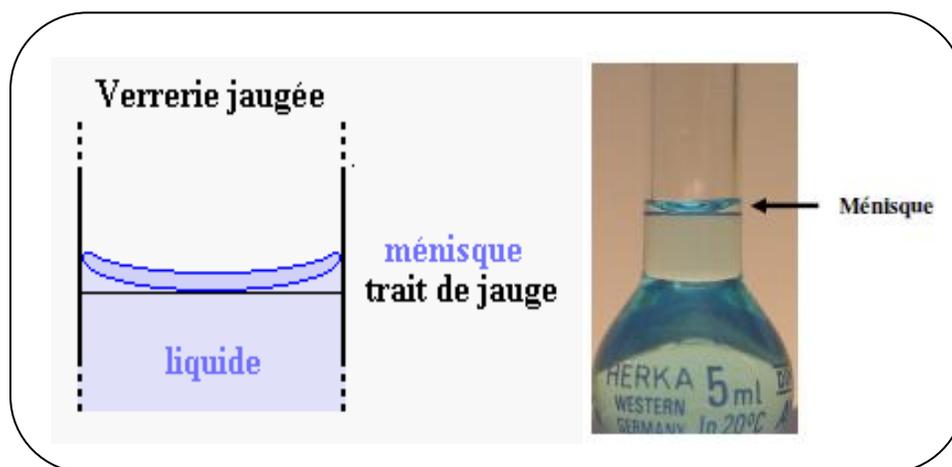
ANNEXE TP N° 03. PREPARATION DES SOLUTIONS PAR DISSOLUTION ET PAR DILUTION

Préparation du bécher

Une solution ne doit jamais être prélevée directement dans le flacon la contenant, un bécher intermédiaire doit être utilisé. Si le bécher est propre et sec, il suffit de le rincer avec quelques millilitres de solution (jeter cette solution). Sinon laver le bécher, le rincer à l'eau distillée, le sécher avec du papier absorbant, puis le rincer avec la solution comme précédemment.

Ajustage du volume au trait de jauge

La surface d'un liquide dans un récipient n'est pas plane, elle prend l'aspect d'un **ménisque concave** ainsi l'ajustage du volume dans les fioles et pipettes est fait comme le montre la figure ci-dessous: Pour lire un volume ou pour ajuster un liquide au niveau d'un trait de jauge, il faut que la partie inférieure du ménisque soit au niveau du trait de jauge. C'est le bas du ménisque qu'il faut ajuster sur le trait de jauge.



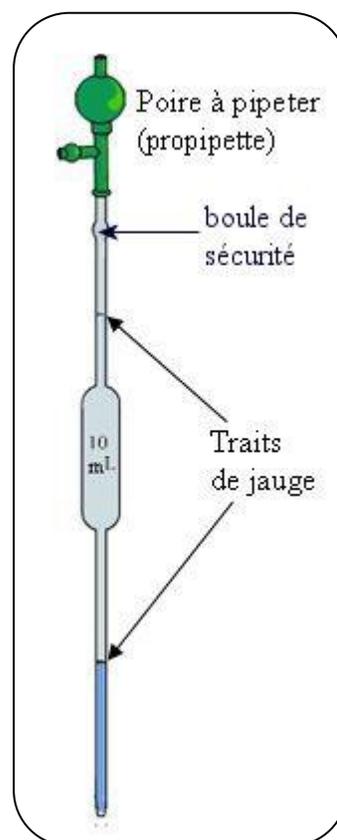
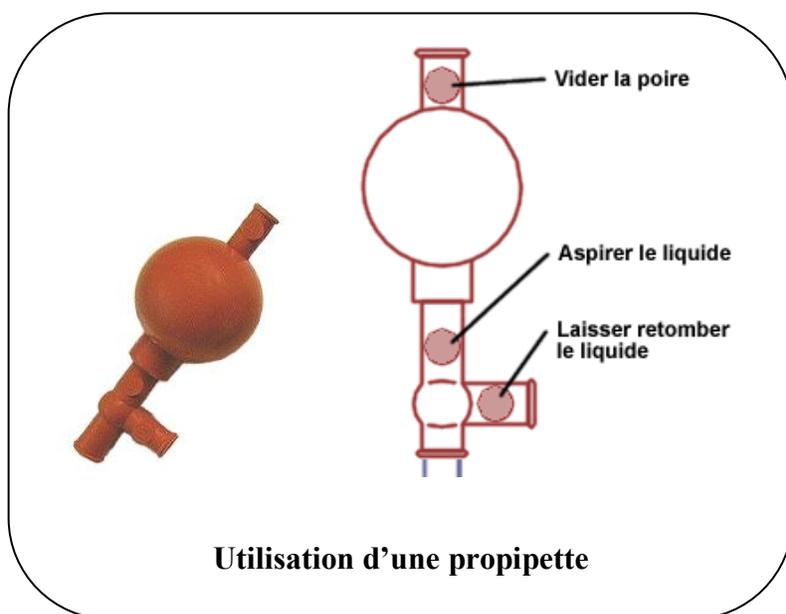
Consignes à respecter pour un bon ajustage

- Tenir la fiole ou la pipette bien verticalement
- placer les yeux face à la graduation pour éviter les erreurs de parallaxe
- faire coïncider le bas du ménisque avec le trait de jauge.

Remarque : avec une solution fortement colorée ou opaque, le bas du ménisque n'est pas repérable. Effectuer alors l'ajustage sur le haut du ménisque.

Préparation et utilisation d'une pipette

Il existe des pipettes jaugées à un trait, des pipettes jaugées à deux traits ainsi que des pipettes graduées. Une pipette doit toujours être utilisée avec une poire à pipeter. Cette poire est à poser sur la partie supérieure de la pipette, il n'est pas nécessaire de l'enfoncer.



Important : ne jamais retourner la pipette lorsqu'elle est fixée à une propipette (risque d'abîmer le mécanisme de la propipette).

Choix de la pipette

La pipette doit être adaptée au volume à prélever, à la précision requise par la manipulation, au respect de la sécurité et à la viscosité du liquide.

Exemples :

- Pour 5 mL d'eau de rivière à doser : pipette jaugée de 5 ml

- Pour 9,5 mL de réactif : pipette graduée de 10 ml
- Pour 4,5 mL d'un réactif dangereux : pipette graduée de 10 ml
- Pour 1mL de lait à doser : pipette de 1 ml à écoulement total.

Utilisation de la pipette jaugée et de la propipette

Mettre de l'eau dans un bécher. Aspirer l'eau jusqu'au trait de jauge supérieur avec la propipette en tenant compte des conseils suivants :

Faire ensuite descendre le liquide : *jusqu'au trait de jauge inférieur si la pipette jaugée est munie de 2 traits. *dans sa totalité s'il n'y a pas de trait de jauge inférieur.

Protocole d'utilisation

1- Adapter une propipette et rincer la pipette à l'eau distillée puis avec la solution à prélever.

2- Aspirer lentement la solution jusqu'au-dessus du zéro ou du volume souhaité en plongeant pas plus de 1 cm de l'extrémité de la pipette dans le liquide, en tenant compte des conseils suivants :

- tenir le bécher incliné pour effectuer le prélèvement.
- ne pas appuyer l'extrémité de la pipette contre le fond du bécher : vous risquez de la casser.

3- Essuyer les parois extérieures avec du papier filtre : la pipette est préférentiellement tenue horizontalement.

4- Ajuster le volume en éliminant l'excès de solution dans le bécher initial et **en plaçant le trait de jauge à hauteur de l'œil**. *La pipette est maintenue verticalement, son extrémité tout contre la paroi du récipient, sans toucher la solution et en formant un angle de 10° à 40° avec le récipient.*

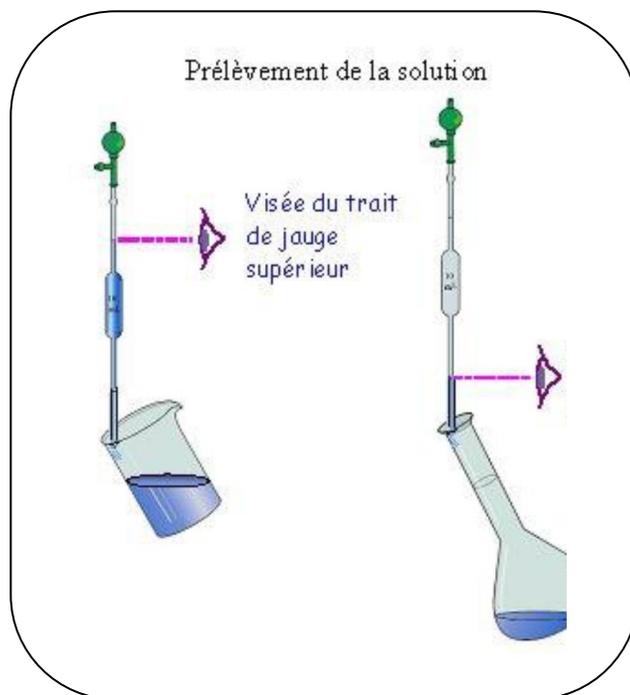
5- Délivrer régulièrement la solution contre la paroi du récipient de destination, en respectant rigoureusement les mêmes précautions énoncées précédemment.

*Pour une pipette à un trait, laisser toute la solution s'écouler.

*Pour une pipette jaugée à 2 traits, placer l'œil à la hauteur du 2ème trait de jauge et arrêter l'écoulement à ce niveau.

*Pour une pipette graduée à écoulement partiel, placer l'œil à la hauteur de la graduation voulue et y arrêter l'écoulement.

6- Remise en place : éliminer le reste de solution, rincer la pipette immédiatement à l'eau distillée et la ranger.



ANNEXE TP N° 04. RE+-CHERCHE DES GROUPES FONCTIONNELS**2,4-dinitrophénylhydrazine**

- Autres dénominations : 2,4-DNPH, réactif de Brady
- Formule brute : $C_6H_6N_4O_4$

Cette substance est utilisée comme réactif des fonctions carbonyles (aldéhydes et des cétones) en analyse qualitative.

1. Propriétés physiques

- Masse molaire : 198,14 g/mol
- Température de fusion : 198-202 °C (avec décomposition)
- Peu soluble dans l'eau
- Aspect physique : cristaux ou poudre rouge/orange

2. Classes et catégories de dangers - Étiquetage

Conforme au règlement CLP/SGH

2.1 Sous forme de poudre humide ou en solution

- Matières solides inflammables, catégorie 1
- Toxicité aiguë par voie orale, catégorie 4
- Corrosion cutanée/irritation cutanée, catégorie 2
- Lésions oculaires graves/irritation oculaire, catégorie 2



- H228 : Matière solide inflammable.

- H302 : Nocif en cas d'ingestion.
- H315 : Provoque une irritation cutanée.
- H319 : Provoque une sévère irritation des yeux.
- EUH001 : Explosif à l'état sec.

3. Synthèse

Par action de l'hydrazine  sur le 2,4-dinitrochlorobenzène.

4. Réactif

- Se prépare à partir du solide humecté d'eau (le composé sec est explosif , sensible aux chocs et à la friction), par dissolution dans une solution eau-méthanol-acide sulfurique. Le méthanol  étant toxique, on peut le remplacer par de l'éthanol  avec des résultats similaires.
- La solution, jaune, donne lieu à un précipité orange de 2,4-dinitrophénylhydrazone en cas de réaction positive.
- En analyse quantitative, on peut déterminer (grâce à des tables) le composé carbonylé de départ à partir de la mesure du point de fusion de la 2,4-dinitrophénylhydrazone obtenue, après traitements d'isolement et de purification appropriés vis à vis du précipité.

Chlorure de fer (III)

- Formule brute : FeCl_3 (anhydre) ; $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (hexahydraté)
- Autres dénominations : chlorure ferrique, perchlorure de fer, trichlorure de fer ; *deutochlorure de fer* (désuet)

1. Propriétés physiques

- Masse molaire : 162,203 g/mol (anhydre) ; 270,3 g/mol (hexahydraté)

- Température de fusion : 306°C (anhydre)
- Température d'ébullition : 315°C (anhydre), décomposition partielle en chlorure de fer (II) FeCl_2 et dichlore Cl_2

Solubilité :

- Eau : 920 g/L à 20°C
- Éthanol : 830 g/L
- Aspect : solide brun-marron à rouille

2. Classes et catégories de dangers – Étiquetage

Conforme au règlement CLP/SGH

- Corrosion cutanée/irritation cutanée, catégorie 1B



- H314 : Provoque des brûlures de la peau et de graves lésions des yeux.

5. Conservation

- Le chlorure de fer (III) (qu'il soit en poudre ou en solution) s'oxyde rapidement en présence de dioxygène (air) pour former de la rouille. D'autre part, il est très hygroscopique : abandonné à l'air libre, il devient déliquescent. Il faut donc le conserver à l'abri de l'air et de l'humidité, si possible dans une enceinte étanche contenant un desséchant.

Réactif de Fehling

Ce réactif (aussi appelé "liqueur de Fehling") est utilisé pour la caractérisation des sucres réducteurs contenant une fonction aldéhyde ou des aldéhydes.

1. Préparation

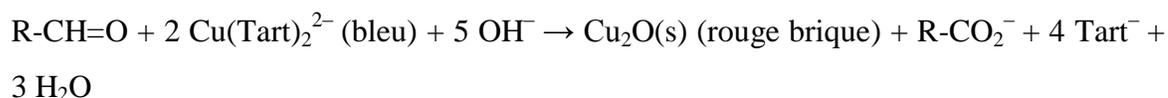
- Préparer séparément deux solutions :

- Solution A : 18 g (0,1132 mol) de sulfate de cuivre dans 250 mL d'eau
- Solution B : 87 g (0,58 mol) d'acide tartrique et 35 g (0,875 mol) d'hydroxyde de sodium dans 250 mL d'eau. Attention aux risques de projections car la soude réagit avec l'acide tartrique (diacide) pour donner le tartrate de sodium. On met deux équivalents molaires d'hydroxyde de sodium pour un équivalent d'acide tartrique).
- Mélanger lentement les deux solutions en agitant doucement. Le premier précipité bleu clair d'hydroxyde de cuivre (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ se forme mais va se dissoudre car le cuivre "préfère" se complexer aux ions tartrates pour former l'ion ditartrato-cuivre (II) $\text{Cu}(\text{Tart})_2^{2-}$ bleu foncé (équilibre de solubilité et de complexation).
- La solution obtenue, appelée *réactif* ou *liqueur de Fehling*, ne se conserve pas longtemps, il faut la stocker au réfrigérateur ou la préparer au dernier moment.

2. Utilisation

Ce réactif permet de mettre en évidence les sucres réducteurs comme le glucose.

- Dissoudre un peu de la substance à tester ou d'un aldéhyde dans quelques mL de liqueur de Fehling.
- Chauffer au bec Bunsen ou au bain-marie quelques minutes.
- Il se forme un magnifique précipité rouge brique d'oxyde de cuivre (I) Cu_2O   si la substance testée contient une fonction aldéhyde :



Par exemple, le test est positif avec le glucose, mais pas avec le saccharose (sucre de table).

D'une manière plus générale, ce test est caractéristique des aldéhydes R-CH=O et peut être utilisé pour les mettre en évidence.

Réactif de Tollens

Ce réactif est utilisé pour caractériser les aldéhydes et sucres réducteurs.

1. Précautions

Outre les précautions en chimie qui sont d'usage, cette expérience comporte les attentions suivantes :

- Une fois fabriqué, le réactif de Tollens peut évoluer vers la formation d'un composé très instable, **explosif**  ! **Ne jamais stocker ce réactif, toujours en fabriquer la quantité utile au moment de l'utiliser. Ne jamais chauffer fortement le réactif.**
- Une fois le test terminé, rincer le tube à essai avec de l'acide nitrique dilué pour éliminer toute trace de composé explosif.

2. Préparation (1^{re} méthode)

- Dissoudre un peu de nitrate d'argent    dans de l'eau distillée.
- Ajouter de l'ammoniaque   **goutte à goutte** pour obtenir un précipité noir de nitrate d'argent ammoniacal.
- Continuer à ajouter de l'ammoniaque **goutte à goutte** pour redissoudre le précipité (la solution redevient translucide), sans plus d'excès.
- Ajouter une solution d'hydroxyde de sodium  ou d'hydroxyde de potassium  .

3. Préparation (2^e méthode)

- Dissoudre 3 g de nitrate d'argent    dans 30 mL d'eau (solution A) et 3 g d'hydroxyde de sodium  dans 30 mL d'eau (solution B).
- Quand le réactif doit être utilisé, mélanger des volumes égaux (disons 1 mL) des solutions A

- et B dans un tube à essai propre, et ajouter de l'ammoniaque   diluée goutte à goutte jusqu'à ce que l'oxyde d'argent soit juste dissout.

4. Utilisation

- Verser quelques mL du réactif de Tollens dans un tube à essai et ajouter un peu de la substance à tester, ou bien un aldéhyde ou un sucre réducteur tel que le glucose ou une solution de formaldéhyde (formol)  .
- Chauffer doucement au bain-marie (**maximum 35°C**).
- L'argent métallique commence alors à se déposer sur les parois, formant ainsi un beau miroir d'argent si la substance testée contient un aldéhyde.
- Rincer le tube à grande eau, puis le rincer avec de l'acide nitrique dilué pour éliminer toute trace.

Anhydre chromique

- Formule brute : CrO_3
- Autre dénomination : trioxyde de chrome, oxyde de chrome (VI)

1. Classes et catégories de dangers - Étiquetage

Conforme au règlement CLP/SGH

- Matières solides comburantes, catégorie 1
- Cancérogénicité, catégorie 1A
- Mutagénicité sur les cellules germinales, catégorie 1B
- Toxicité pour la reproduction, catégorie 2
- Toxicité aiguë par voie orale, catégorie 3

- Toxicité aiguë par voie cutanée, catégorie 3
- Toxicité aiguë par inhalation, catégorie 2
- Toxicité spécifique pour certains organes cibles - Exposition répétée, catégorie 1
- Corrosion cutanée/irritation cutanée, catégorie 1A
- Sensibilisation respiratoire, catégories 1, 1A, 1B
- Sensibilisation cutanée, catégories 1, 1A, 1B
- Danger pour le milieu aquatique, toxicité à court terme (aiguë), catégorie 1
- Danger pour le milieu aquatique, toxicité à long terme (chronique), catégorie 1



- H271 : Peut provoquer un incendie ou une explosion ; comburant puissant.
- H350 : Peut provoquer le cancer.
- H340 : Peut induire des anomalies génétiques.
- H361f : Susceptible de nuire à la fertilité.
- H330 : Mortel par inhalation.
- H301+H311 : Toxique par ingestion ou par contact cutané.
- H372 : Risque avéré d'effets graves pour les organes à la suite d'expositions répétées ou d'une exposition prolongée.
- H314 : Provoque des brûlures de la peau et de graves lésions des yeux.
- H334 : Peut provoquer des symptômes allergiques ou d'asthme ou des difficultés respiratoires par inhalation.

- H317 : Peut provoquer une allergie cutanée.
- H410 : Très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme.

2. Propriétés physiques

- Masse molaire : 99,9943 g/mol
- $T_{\text{fus}} = 197 \text{ °C}$
- Solubilité :
 - Eau : soluble

Acide sulfurique

- Formule : H_2SO_4
- Autres dénominations : vitriol, acide de batterie
- Ne pas confondre avec : acide sulfhydrique  H_2S , acide sulfureux  
 H_2SO_3 , oléum   $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

1. Propriétés physiques

- Masse molaire : 98,08 g/mol
- Température de fusion : $10,5 \text{ °C}$
- Température d'ébullition : 290 °C (décomposition en trioxyde de soufre   SO_3 et H_2O)
- Densité : 1,84 (pur)

L'acide sulfurique est un diacide, dont la première acidité est très forte. L'ion HSO_4^- (hydrogénosulfate) est un ampholyte (couples : $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$ et $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$). On considère généralement (selon la théorie de Brønsted) l'acide sulfurique comme un diacide fort, totalement dissocié dans l'eau.

2. Classes et catégories de dangers - Étiquetage

Conforme au règlement CLP/SGH

- Corrosion cutanée/irritation cutanée, catégorie 1A

DANGER

- H314 : Provoque des brûlures de la peau et de graves lésions des yeux.
- Corrosion cutanée/irritation cutanée, catégorie 2
- Lésions oculaires graves/irritation oculaire, catégorie 2

ATTENTION

- H315 : Provoque une irritation cutanée.
- H319 : Provoque une sévère irritation des yeux.

Pas de classification : aucun pictogramme, aucune mention de danger.

3. Fabrication d'une solution concentrée

L'acide sulfurique du commerce se fabrique par l'oxydation de SO_2 sur un catalyseur à base d'oxyde de vanadium V_2O_5 .

Voici deux techniques permettant d'obtenir un acide plus concentré. Elles comportent des dangers, il faut se protéger et manipuler sous hotte aspirante.

- **À partir d'acide sulfurique commercialisé** (environ 36 %) : on chauffe **progressivement** cet acide dans de la verrerie Pyrex[®] jusqu'à obtention

d'un dégagement de fumée (vapeur d'acide)  . À ce moment là, arrêter le chauffage et laisser refroidir. La concentration de l'acide résiduel dépend de la température atteinte :

- Pour avoir de l'acide à 70 %, chauffer sans dépasser 150 °C ; la vapeur dégagée ne contient que de l'eau.
- Pour avoir de l'acide à 75 %, chauffer à 170 °C.
- Pour avoir de l'acide à 80 %, chauffer à 190 °C ; la vapeur contient déjà 3 % d'acide. Si on chauffe davantage, la vapeur commence à contenir de plus en plus d'acide qui est entraîné avec la vapeur d'eau.
- Pour avoir de l'acide à 85 %, chauffer à 223 °C ; on perd beaucoup d'acide, car la vapeur surchauffée contient 7 % d'acide.
- Pour avoir de l'acide à 90 %, chauffer à 270 °C ; la vapeur contient 25 % d'acide et 75 % d'eau.
- Pour avoir de l'acide à 95 %, chauffer à 310 °C ; la vapeur contient 60 % d'acide et 40 % d'eau.
- Pour avoir de l'acide à 98,3 %, chauffer à 339 °C (composition et température de l'azéotrope H₂SO₄/Eau)
- Ou bien **par ajout de** trioxyde de soufre   **gazeux** dans une solution d'acide sulfurique commercialisé. Lorsque l'acide arrive à sa concentration maximale, le trioxyde de soufre peut encore s'y dissoudre, donnant un *acide sulfurique fumant*, appelé oléum : l'acide pyrosulfurique H₂S₂O₇   .