

République Algérienne Démocratique et Populaire Ministère de l'Enseignement
Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université A. MIRA – BEJAIA



Faculté de Technologie

Département de Technologie



Travaux pratiques de chimie I

1^{ère} année technologie



Élaboré par :

K. IKKOUR et T. BELAID

Année universitaire 2020/2020

TP préliminaire

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

La sécurité au laboratoire est un problème de tous les instants. Le chimiste (étudiant) doit être conscient du danger éventuel de chacun de ses gestes, danger, pour lui, pour l'ensemble du laboratoire et pour l'environnement.

I- Consignes importantes concernant les travaux pratiques

I-1- Règlement intérieur des laboratoires de chimie

- 1- Pour la sécurité de l'étudiant le port de la blouse est obligatoire en salle de TP. Les étudiants n'ayant pas de blouse seront renvoyés par l'enseignant.
- 2- Les étudiants doivent se présenter obligatoirement à leurs séances de TP. Les absences doivent être justifiées.
- 3- Pour assurer un bon déroulement des TPs, les étudiants doivent respecter rigoureusement leurs affectations.
- 4- Les étudiants doivent imprimer le polycopié de TP de chimie et le ramener à chaque séance de TP.
- 5- Les étudiants doivent remettre un compte rendu pour chaque TP. Une note de zéro sera attribuée pour les étudiants qui ne remettront pas leurs TPs.

I-2- Présentation des comptes rendus

Les comptes rendus doivent être rédigés par binôme sur les feuillets de réponses qui seront disponibles sur le site, et seront rédigés selon le schéma suivant:

- 1) **Introduction** : L'étudiant doit faire une petite introduction de quelques lignes. Il doit reprendre quelques définitions et notions théoriques relative à la compréhension de la manipulation.
- 2) **But du TP** : L'étudiant doit expliquer en quelques lignes l'objectif visé par chaque manipulation.
- 3) **Manipulation** : L'étudiant doit décrire d'une manière très claire la manipulation sans reproduire le texte du polycopié.
- 4) **Réponse aux questions** : C'est la partie clés du compte rendu, qui comprend les résultats du TP et leurs exploitations. L'étudiant doit répondre à toutes les questions posées.

TP préliminaire

- 5) **Conclusion :** Dans cette partie l'étudiant doit résumer en quelques lignes les résultats les plus importants et faire une conclusion.

I-3- Conseil pratique pour les TPs de chimie

- Avant de commencer le TP il faut s'assurer de la disponibilité de tout le matériel et produit chimique. Il est donc interdit d'emprunter du matériel et produit ou de les déplacer vers une autre paillasse.
- Il faut absolument prendre connaissance des données théoriques et de respecter les démarches établies pour l'exécution de la manipulation.
- Les produits chimiques sont dangereux à cause de leur caractère toxique, corrosif ou inflammable. Il faut donc opérer avec un maximum de précaution (port d'une blouse blanche avec manche est obligatoire, cheveux attaché, port de lunette et gants si nécessaire, travail sous la haute....).
- Toutes manipulations de produits inflammables doivent être exécutées attentivement et à l'abri de la flamme
- Il ne faut jamais utiliser un produit non étiqueté et ne jamais mélanger des produits sans savoir au préalable le produit de leur réaction.
- Pour éviter toute contamination du produit de la solution il ne faut jamais prélever directement du flacon une solution, il faut toujours utiliser un bécher. Comme il ne faut jamais remettre dans le flacon un produit ou solution déjà prélevé.
- On ne doit jamais verser de l'eau aux acides concentrés, mais les acides à l'eau.
- Ne jamais pipeter à la bouche des solutions tels que les acides, les bases et toute solutions toxique ou corrosives, il faut utiliser une propipette.
- Il est strictement interdit de manger et boire dans un laboratoire de chimie.
- Il est strictement interdit de poser les affaires sur les paillasses.
- Suivre les principes élémentaires et le conseil de l'enseignant pour éviter tout risque de danger.
- À la fin de chaque TP l'étudiant doit laver la verrerie à l'eau du robinet et nettoyer sa paillasse.
- Avant de quitter le laboratoire chaque étudiant doit remettre chaque matériel à sa place au fond de la paillasse et vérifier si votre robinet est fermé.

TP préliminaire

I-4- Étiquettes de danger des substances chimiques (pictogrammes)

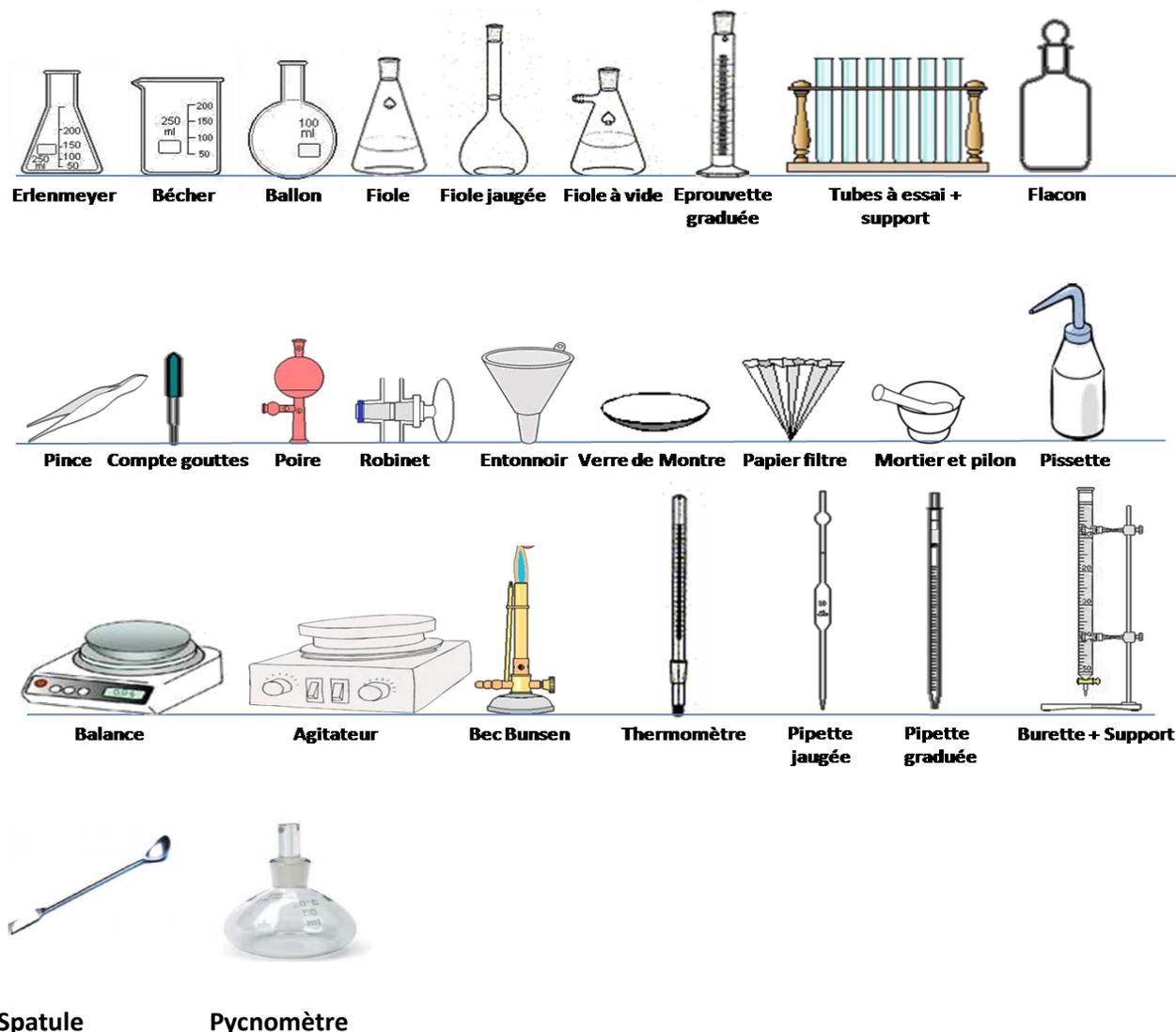
Ancien	Danger	Signification	Nouveau
	Toxique	Produits toxiques pouvant présenter un danger pour la santé ou entraîner la mort en cas d'inhalation, d'ingestion ou d'absorption cutanée. Exemples : produits hivernaux contenant du méthanol comme certains antigels ou dégivrants.	
	Corrosif	Produits corrosifs ou caustiques pour la peau et les muqueuses en cas de contact. Ils peuvent provoquer de graves brûlures. Exemples : les déboucheurs et détartrants concentrés.	
	Inflammable	Produits inflammables pouvant s'enflammer facilement au contact d'une flamme ou d'une étincelle, ou sous l'effet de la chaleur. Exemples : white spirit, acétone, lubrifiants et peinture en aérosol (contenant des solvants inflammables).	
	Comburant	Produits comburants contenant une grande quantité d'oxygène et pouvant provoquer la combustion de substances inflammables ou combustibles. Exemples : ce sont des produits réservés aux professionnels. On ne les trouve pas en supermarché.	
	Explosif	Produits explosifs pouvant exploser au contact d'une flamme, d'un choc, ou sous l'effet de la chaleur ou de frottements. Exemples : feux d'artifice.	
	Dangereux pour l'environnement	Produits dangereux pour l'environnement présentant un risque pour les organismes lorsqu'ils se retrouvent dans la nature. Ils peuvent être mortels pour les poissons ou les abeilles. Exemples : certains produits phytopharmaceutiques.	
	Irritant / nocif	Produits irritants pouvant causer des démangeaisons, des rougeurs ou des inflammations en cas de contact direct, prolongé ou répété. Exemples : produits de vaisselle et tablettes pour lave-vaisselle.	
	Dangereux pour la santé à long terme	Ces produits peuvent être cancérogènes, affecter la fertilité ou l'embryon ou encore provoquer des lésions aux organes. Exemples : thinners (diluants pour peintures).	
	Récipient sous pression	Ces produits sont conservés sous pression, par exemple les bouteilles d'oxygène.	

TP préliminaire

Les bonnes attitudes lors des activités pratiques pour assurer la sécurité des personnes, des biens individuels et collectifs et respecter l'environnement.	
<p>1. Porter une blouse non inflammable couvrante et boutonnée</p>  <p>Pour se protéger</p>	<p>2. Avoir les cheveux attachés</p>  <p>Pour limiter les risques d'accident</p>
<p>3. Se laver les mains régulièrement</p>  <p>Pour limiter les risques de contamination</p>	<p>4. Ne pas boire, ne pas manger</p>  <p>Pour limiter les risques de contamination</p>
<p>5. Utiliser des pipeteurs</p>  <p>Pour éviter tout risque d'accidents : brûlure, intoxication, contamination</p>	<p>6. Utiliser des moyens de protection collective adaptés à chaque manipulation</p>  <p>Pour éviter tout risque d'accidents : brûlure, intoxication, contamination</p>
<p>7. Utiliser si nécessaire des É.P.I. (Équipements de Protection Individuelle)</p>  <p>Pour se protéger en cours de manipulation</p>	<p>8. Organiser le poste de travail et le maintenir bien rangé</p>  <p>Pour limiter les risques d'incident</p>
<p>9. Utiliser la juste quantité de produits nécessaires à la manipulation</p> <p>Pour veiller à un respect de l'environnement et limiter les risques sur les personnes</p>	<p>10. Respecter les consignes d'élimination des déchets</p>

TP préliminaire

II- Matériel de laboratoire et verrerie



- a- **La burette** : C'est un tube en verre cylindrique gradué, il se termine par un robinet et un tube étroit, et fixé en son milieu sur un support par une pince de Mohr.
- b- **La pipette** : C'est un tube avec ou sans réservoir, qui permet à l'aide d'une poire de prélever des quantités bien précises de liquide. On distingue deux types de pipettes : graduées et jaugées.
- c- **L'éprouvette** : C'est un cylindre gradué qui permet de prélever des volumes bien précis, mais sa précision est faible comparée à celle de la pipette.
- d- **La fiole jaugée** : C'est un ballon ayant un col étroit avec un trait de jauge. Elle est utilisée pour la préparation ou dilution des solutions.
- e- **L'entonnoir** : Il est utilisé pour faciliter l'introduction des liquides dans les fioles, les burettes..... Il existe aussi des entonnoirs pour solides avec un tube inférieur plus large.

TP préliminaire

- f- Le bécher :** C'est un récipient cylindrique gradué qui sert à conserver des solutions ou des échantillons....(NB : le bécher n'est pas utilisé pour prélever des volumes précis).
- g- L'erenmayer :** Il a une forme conique et est utilisé généralement pour les dosages.
- h- Le verre à montre :** Il permet de peser des quantités de produits
- i- La spatule :** Elle sert à prélever des quantités de produits en poudre à partir des flacons.
- j- La balance :** Elle permet de peser des masses bien précises de produits. Il existe plusieurs types de balances, dans notre cas on utilise les balances électroniques.

Remarque : Des démonstrations à l'eau du robinet sont recommandées afin de permettre une meilleure compréhension et maîtrise de l'utilisation du matériel par l'étudiant.

Veillez consulter les liens suivants :

<https://www.youtube.com/watch?v=j37s9CtvIkI>

<https://www.youtube.com/watch?v=mDnet5DE5J0&t=54s>

<https://www.youtube.com/watch?v=qhOHca0bD14>

I- But du TP

- Apprendre à calculer les incertitudes sur les différentes mesures et grandeurs utilisées dans les manipulations en TP de chimie.
- Détermination du rayon moyen d'un ion, qui n'est rien d'autre qu'un atome qui a perdu ou gagné des électrons.

II- Notions sur le calcul d'erreur de mesure :

II-1- Incertitude sur une mesure directe : L'erreur peut être exprimée sous forme de:

1-Erreur absolue: c'est la valeur absolue de l'écart entre la valeur vraie X_v et la valeur mesurée X_m . La valeur vraie X_v étant inconnue, l'erreur absolue l'est également.

$$\text{Erreur absolue} = |X_v - X_m| = \text{inconnue}$$

$$\text{Incertitude absolue} = \text{limite supérieure de l'erreur absolue} = \Delta X$$

2-Erreur relative : est une valeur inconnue qui est le rapport de l'erreur absolue à la valeur mesurée.

$$\text{Erreur relative} = \frac{\text{Erreur absolue}}{\text{Valeur mesurée}} = \frac{X_v - X_m}{X_m} = \text{inconnu}$$

L'incertitude relative est la limite supérieure de l'erreur relative, c'est le quotient de l'incertitude absolue ΔX par la valeur mesurée X_m .

$$\text{Incertitude relative} = \frac{\text{Incertitude absolue}}{\text{Valeur mesurée}} = \frac{\Delta X}{X_m} = \text{inconnu}$$

II-2- Incertitude sur une grandeur calculée : on considère les cas importants suivants:

a) Incertitude absolue sur une somme ou une différence: lorsque la grandeur composée n'est constituée que de sommes ou de différences: $y = x_1 \pm x_2 \pm x_3$ alors

$$\text{L'incertitude absolue est donc } \Delta y = \Delta x_1 + \Delta x_2 + \Delta x_3 + \dots$$

Dans une somme ou une différence, les erreurs absolues s'additionnent.

b) Incertitude sur un produit ou un quotient: lorsque la grandeur composée n'est constituée que de produits ou de quotients:

Soit la relation entre y et x:

TP N 1: Calcul d'incertitudes - Détermination du rayon ionique

1) $y = x_1 * x_2$ alors $\ln y = \ln x_1 + \ln x_2$ et $\frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} + \frac{dx_2}{x_2}$

L'incertitude relative est donc: $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2}$

2) $y = \frac{x_1}{x_2}$ alors $\ln y = \ln x_1 - \ln x_2$ et $\frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} - \frac{dx_2}{x_2}$

L'incertitude relative est donc : $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2}$

3) si la relation entre y et x est : $y = \frac{x_1 * x_2}{x_3}$

L'incertitude relative est donc : $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2} + \frac{\Delta x_3}{x_3}$

c) Incertitude sur un produit de puissance : lorsque la grandeur composée n'est constituée que d'un produit de puissances :

$y = x_1^a * x_2^b * x_3^c$ alors $\ln y = a * \ln x_1 + b * \ln x_2 + c * \ln x_3$ et $\frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} + \frac{dx_2}{x_2} + \frac{dx_3}{x_3}$

$$\frac{\Delta y}{y} = a \frac{\Delta x_1}{x_1} + b \frac{\Delta x_2}{x_2} + c \frac{\Delta x_3}{x_3}$$

II-3- Classification des erreurs

On distingue deux types principaux d'erreurs dont toute mesure peut être affectée: les erreurs systématiques et les erreurs accidentelles ou fortuites.

a- Les erreurs accidentelles ou fortuites : Les erreurs accidentelles ne peuvent pas en principe être évitées. Leur cause se trouve dans l'opérateur lui-même. La sûreté avec laquelle la main manie un instrument, l'exactitude avec laquelle l'œil observe. C'est la tâche de tout observateur d'être conscient des erreurs accidentelles de mesure, de les maintenir aussi faibles que possible et d'estimer ou calculer leur influence sur le résultat obtenu.

b- Les erreurs systématiques : Elles sont liées à un défaut de matériels (verreries) ou à la méthode de mesure. Elles comprennent en particulier, les erreurs de construction et d'étalonnage du matériel de mesure utilisé. Elles sont répétitives et constantes. Les erreurs systématiques doivent être éliminées

Incertitudes sur les principaux instruments de mesure

TP N 1: Calcul d'incertitudes - Détermination du rayon ionique

<i>Fioles jaugées</i>		<i>Pipettes volumétriques</i>	
10,00 mL	± 0,02 mL	1,000 mL	± 0,006 mL
25,00	± 0,06	2,000	± 0,006
50,00	± 0,05	3,00	± 0,01
100,00	± 0,08	4,00	± 0,01
200,0	± 0,1	5,00	± 0,01
250,0	± 0,1	6,00	± 0,02
500,0	± 0,2	7,00	± 0,02
		8,00	± 0,02
		9,00	± 0,02
		10,00	± 0,02
		20,00	± 0,03
		25,00	± 0,03
		50,00	± 0,05
		100,00	± 0,08
<i>Pipettes graduées</i>		<i>Cylindres gradués(éprouvettes)</i>	
0,100 mL	± 0,005 mL	10,0 mL	± 0,1 mL
0,200	± 0,008	25,0	± 0,3
0,50	± 0,01	50,0	± 0,4
1,00	± 0,01	100,0	± 0,6
2,00	± 0,02	250	± 1
5,00	± 0,02	500	± 3
10,00	± 0,06		
25,0	± 0,1		
<i>Burettes</i>			
10,00 mL	± 0,02 mL		
25,00	± 0,03		
50,00	± 0,05		
100,0	± 0,1		

III- Partie expérimentale

III-1- Matériel utilisé

- Une éprouvette graduée de 50 ml
- Une fiole jaugée de 100 ml
- De l'eau distillée
- Du sel NaCl

TP N 1: Calcul d'incertitudes - Détermination du rayon ionique

- Une balance électronique, si possible plus précise que 0,1g

III-2- Manipulations

Expérience 1 :

1- Peser une masse m de chlorure de sodium NaCl ($m = 1, 10$ et 20 g), la dissoudre dans une quantité d'eau dans une fiole jaugée de 100 ml.

2- A l'aide d'une balance, peser un pycnomètre vide : m_1 .

3- Remplir le pycnomètre avec les 3 solutions de NaCl préparées auparavant et peser l'ensemble, cette masse sera notée $m_{\text{pyc}+\text{NaCl}}$.

Questions:

1- Quelle est la concentration, exprimée en mol. L⁻¹, de la solution de chlorure de sodium ainsi obtenue pour chacune des solutions?

2- Déterminer la masse volumique de chacune de ces solutions en utilisant l'expression de la masse volumique d'un liquide.

3- Déterminer la densité des trois solutions préparées. Que constatez-vous concernant les valeurs obtenus?

4- Calculer l'incertitude relative sur la mesure de la concentration, de la masse volumique et de la densité?

Expérience 2:

On verse du sel dans un certain volume d'eau, quand tout est dissous, le volume d'eau salée est plus grand que celui de départ. Les ions libérés par la dissolution du cristal de sel (chlorure de sodium) occupent ainsi de la place, qui est mesurable par l'augmentation du volume du liquide figure1 :

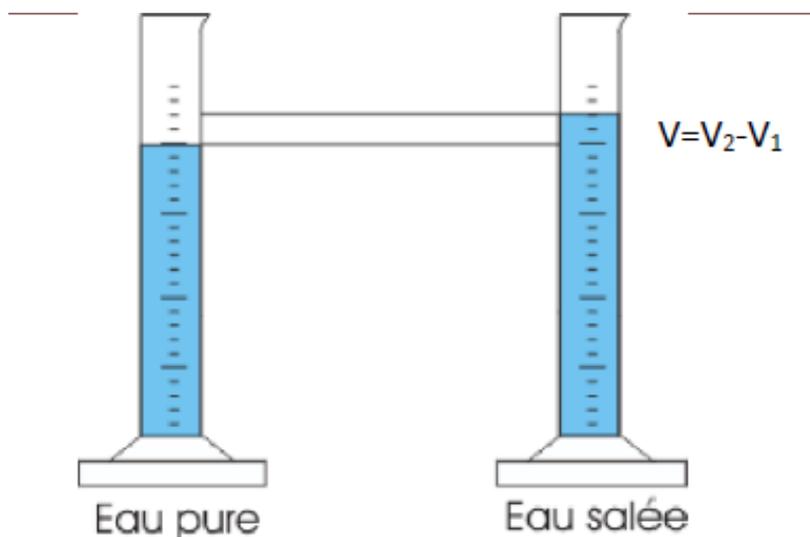


Figure I

1-Peser une masse de sel, $m_{\text{NaCl}}=5\text{g}$.

2-Mesurer précisément un certain volume $V_1=30\text{ml}$ d'eau douce dans une éprouvette de 50 ml.

3-Faire dissoudre complètement le sel dans l'éprouvette à fin d'obtenir des ions (Na^+ et Cl^-), en veillant à éliminer toute les bulles d'air.

4-Mesurer alors le volume V_2 de la solution après ajout et dissolution du sel et déduire la variation du volume ΔV correspondant au volume d'un ion V_{ion} .

Questions

1- Donner la réaction d'ionisation du sel

2- Calculer :

a- Le nombre de moles du sel

b- Le nombre d'ions dissous, sachant qu'une molécule NaCl libère deux ions (Na^+ et Cl^-).

c- Le volume d'un ion

$$V_{\text{ion}} = \frac{v}{N_{\text{ion}}}$$

TP N 1: Calcul d'incertitudes - Détermination du rayon ionique

- d- En supposant que les ions Na^+ et Cl^- sont du même ordre de grandeur et de forme sphérique, calculer le rayon de ces deux ions.

$$\text{On donne : } V_{ion} = \frac{4}{3}\pi r^3$$

- e- Calculer la valeur de l'incertitude relative (%) et absolue (Δ) commise sur la mesure du rayon ionique r_{ion} .
- f- Donnez le rayon ionique avec son incertitude, écrit sous la forme $r_{ion} \pm \Delta r_{ion}$
- g- Comparer la valeur calculée à celle mesurée par diffraction de rayon X qui est de 0,14 nm. Les valeurs sont-elles les mêmes? Si ce n'est pas le cas expliquer cette différence.

TP N 2: Préparation d'une solution standard et détermination de sa densité

Rappel sur les concentrations :

Concentration Molaire Ou Molarite Unités : mol/L ou M	$C_M = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} / n = \frac{m}{M}$
Concentration Molale Ou Molalite Unité : (molale ou mol/Kg)	$C_m = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$
Concentration Normale Ou Normalite Unité : éq.g/L ou N	$N = \frac{\text{éq.g soluté}}{V_{\text{solution}}} \text{ (1 éq.g} \rightarrow \text{M/v)}$ (V= la valence ou le nombre d'électrons de valence mis en jeu).
Concentration Massique Unité : g.L ⁻¹ ou : g/L	$C = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = C_M \cdot M$
Masse Volumique (ρ) unité : g/mL ou g/cm ³ Densité (d) Note : La densité n'a pas d'unité	$\rho = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{soluté}}}$ (ρ (eau) = 1000 g.L ⁻¹ ou ρ (eau) = 1 g.cm ⁻³ ou ρ (eau) = 1000 kg.m) $d \text{ (liquide)} = (\rho \text{ (liquide)}) / (\rho \text{ (eau)})$
Fraction Molaire	$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$

I- But du TP

- Préparer une solution par **dissolution** d'une espèce chimique
- Réaliser **la dilution** d'une solution.
- Mesurer la **densité** d'une solution.

-Principe :

- Effectuer avec précision des pesées.
- Prélever des volumes de solutions concentrées contenues dans des flacons avec précision.
- Remplir correctement une fiole jaugée en respectant le trait de jauge lors de l'ajustement de la solution.
- Détermination des propriétés d'une solution (densité, concentration, fraction molaire et massique d'une solution).

-Matériels et produits utilisés:

- Acide acétique CH₃COOH (pourcentage massique = 30%, d = 1,02).

TP N 2: Préparation d'une solution standard et détermination de sa densité

- Sulfate de cuivre pentahydraté ($\text{CuSO}_4, 5 \text{H}_2\text{O}$) avec une pureté de 99% et de masse molaire $M=250\text{g/mol}$.
- Fioles de volume 100 mL et 50 mL
- Balance
- Entonnoir
- Verre de montre
- Spatule
- Eprouvette graduée de 50 mL et 10 mL
- Une pissette d'eau distillée

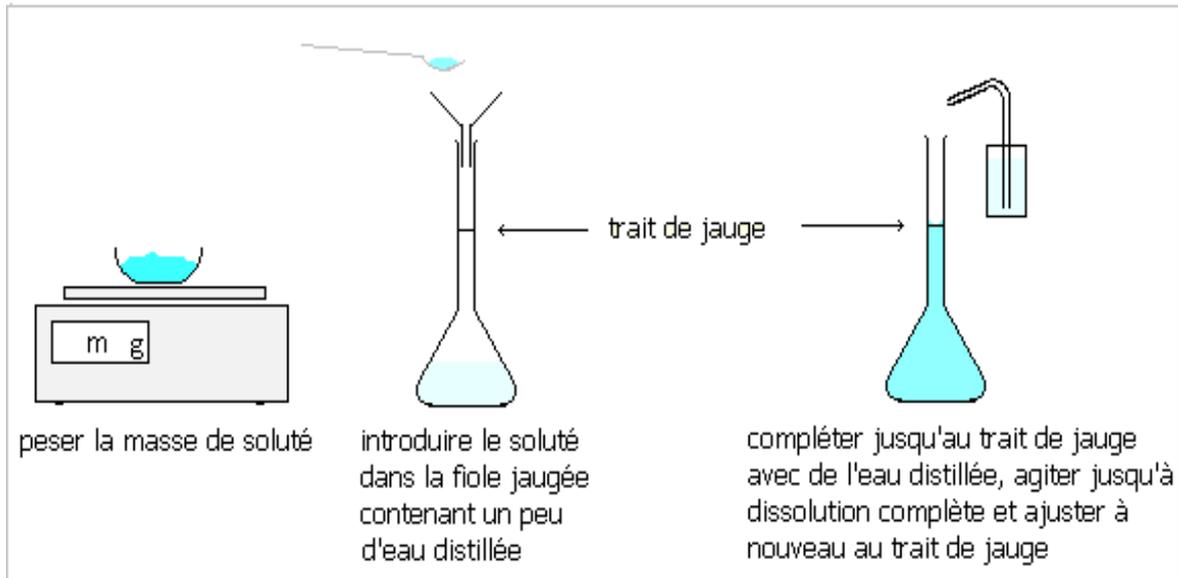
II- Mode opératoire pour la préparation des solutions :

1- Préparation d'une solution par dissolution :

Préparer un volume $V = 50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse colorée de sulfate de cuivre de concentration molaire $C = (0,02 - 0,03 - 0,04 \text{ et } 0,05) \text{ mol.L}^{-1}$, par dissolution du solide sulfate de cuivre pentahydraté $\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$ dans l'eau. Pour cela :

- Calculer la quantité de matière n de sulfate de cuivre CuSO_4 nécessaire pour préparer une solution de concentration C .
- Calculer la masse du sel ($\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$) qui contient la quantité de matière n de CuSO_4 à utiliser.
- Peser avec précision, dans une coupelle, la masse m de sulfate de cuivre ($\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$).
- Introduire à l'aide d'un entonnoir le sulfate de cuivre dans une fiole jaugée de 50 mL et rincer la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée.
- Avec de l'eau distillée, remplir la fiole jaugée jusqu'au $2/3$, la boucher et agiter jusqu'à dissolution totale du sulfate de cuivre.
- Compléter ensuite jusqu'au voisinage du trait de jauge avec de l'eau distillée. Ajuster le niveau du trait de jauge avec une pipette en plastique.

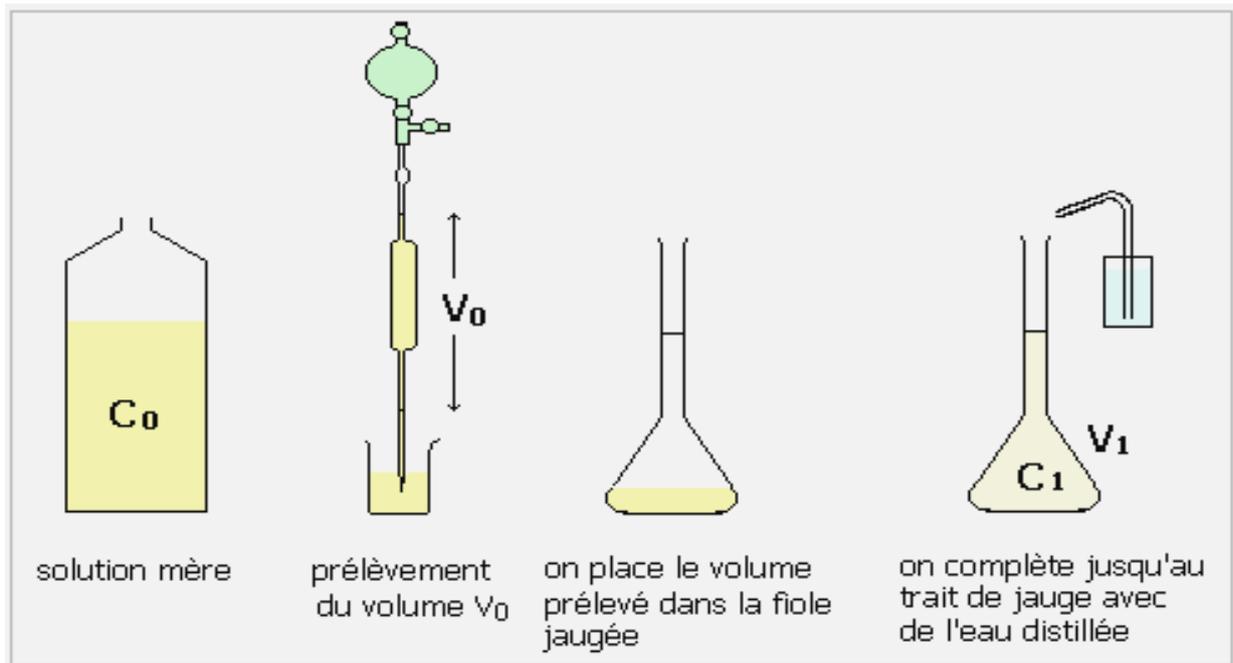
TP N 2: Préparation d'une solution standard et détermination de sa densité



2- Préparation d'une solution d'acide acétique CH_3COOH par dilution

Préparer 100ml d'une solution CH_3COOH de concentration $C = (0,1 - 0,2 - 0,3 - 0,4 \text{ et } 0,5) \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution commerciale concentrée de densité $d = 1,02$, contenant 30 % de CH_3COOH .

- Après avoir calculé le volume d'acide acétique qu'il faut pour la préparation de 100ml de solution de CH_3COOH de concentration C et à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette, prélever le volume de solution nécessaire pour la préparation de la concentration demandée.
- Verser ce volume dans une fiole jaugée contenant un peu d'eau distillée, puis compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.



III- Détermination expérimentale de la masse volumique des solutions préparées

- A l'aide d'une balance, peser un pycnomètre de 10 ml, cette masse sera notée m_1 .
- Remplir ce pycnomètre avec les solutions préparées auparavant.
- Peser alors l'ensemble: pycnomètre +10 ml de solution, cette masse sera notée $m_{\text{pycno+solution}}$. Cette expérience doit être effectuée pour toutes les solutions préparées

Veillez consulter le lien si dessous :

<https://www.youtube.com/watch?v=7y0wohip4q4>

IV. Questions

- Quelle relation générale existe-t-il entre les grandeurs C , n et V ? Quelles sont les unités ?
- Calculer la masse du sel ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) utilisé pour la préparation de la solution de CuSO_4
- Quel est le rôle joué par l'eau ? Et par le sulfate de cuivre (CuSO_4)?
- Lequel des deux corps (eau ou sulfate de cuivre) est le plus abondant dans la solution obtenue ?
- Donner la réaction de dissolution du sulfate de cuivre CuSO_4 dans l'eau.
- Que doit-on faire si le trait de jauge est dépassé lors de la préparation d'une solution :
 - 1- Prélever à la pipette le liquide excédentaire?

TP N 2: Préparation d'une solution standard et détermination de sa densité

2- Refaire la préparation de la solution ? Justifier votre réponse.

- Pourquoi récupère-t-on l'eau de rinçage de la coupelle et l'entonnoir lors de la préparation d'une solution ?
- Quel est l'aspect de cette solution ?
- On n'observe pas de dépôt (précipité) de sulfate de cuivre solide au fond du récipient. Qu'est-ce que cela signifie ? Que devrait-on faire pour observer un tel dépôt ?
- Calculer la concentration de la solution commerciale d'acide acétique 30% en masse.
- Calculer le volume de CH_3COOH qu'il faut prélever pour la préparation de la solution d'acide acétique.
- Calculer pour chaque solution préparée CuSO_4 et CH_3COOH la molalité et les fractions molaires X_i du soluté et du solvant.
- Calculer l'erreur relative commise sur chacune des concentrations et sur chaque fraction.
- Déterminer la masse volumique de chacune des solutions préparées.
- Déduire la densité d de chaque solution préparée.

I- Notions théoriques :

I-1-La Mole et nombre d'Avogadro:

Les chimistes ont convenu de dénombrer les atomes d'un élément chimique A_ZX contenus dans un échantillon de matière par « paquets » de N_A **atomes**. Un tel « paquet » s'appelle une **mole d'atomes** de cet élément chimique.

On appelle **quantité de matière** de l'élément chimique A_ZX , le « nombre de moles » d'atomes de cet élément contenu dans un échantillon. Par convention, elle se note **n** et s'exprime en **mole** (mol).

I-2-La masse molaire atomique

La masse molaire d'une espèce chimique atomique (ou **masse molaire atomique**) est la masse d'une mole d'atomes de cette espèce chimique. Elle se note **M** et s'exprime en **gramme par mole** ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

I-3-La masse atomiques :

La masse d'un atome exprimée en u.m.a est donnée par la somme des masses de ces divers constituants.

$$m_a = Z m_p + N m_n + Z m_e$$

La masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons et des protons, nous pourrions donc la négliger. $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ et $m_a \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A$. Avec $A = Z + N = \text{Nombre de Masse}$.

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en g mol^{-1} sont pratiquement égales à son nombre de masse A. Cette approximation sera valable et pourra donc être utilisée si on n'a pas besoin d'une précision extrême.

II-But et principe du TP :

II-1- 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 à l'aide d'une balance ou d'une éprouvette graduée.
- Connaître la verrerie nécessaire pour effectuer un prélèvement solide ou liquide.

II-2- Principe du TP :

- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

III-Matériels utilisé :

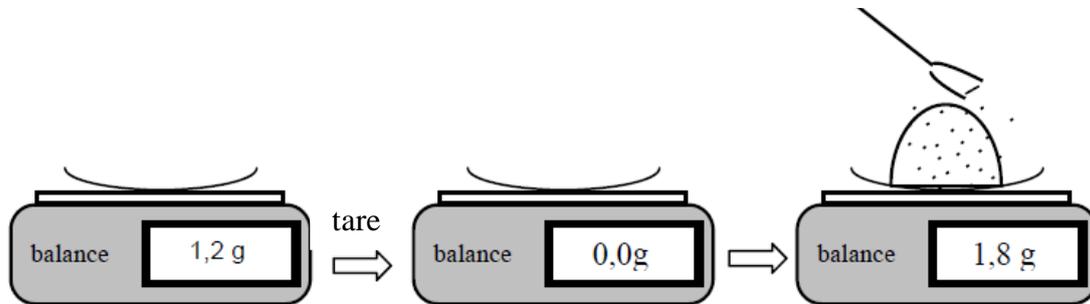
Échantillons solides (Chlorure de sodium, Carbonate de calcium, Saccharose, Fer, Cuivre et Aluminium) et liquides (Eau, Acétone, Ethanol et Acide acétique), balance électronique, spatule, coupelle de pesée, éprouvettes graduées, pissette d'eau distillée.

IV- Partie expérimentale et questions:

IV-1-Détermination de la masse et de la quantité de matière des échantillons solides :

1. Partie I

Mesurer à l'aide d'une balance électronique la masse des échantillons des solides suivants : morceau de craie, quantité du sucre, chlorure de sodium, fer, cuivre et aluminium.



Questions :

1. De quel matériel se sert-on pour prélever des quantités de solides ?
2. Quelle grandeur faut-il connaître pour faire des prélèvements de substances avec une balance ?
3. Donner l'expression de la masse molaire en fonction des protons et des neutrons.
4. Donner la relation entre la masse atomique en uma et la masse molaire atomique en g/mol.
5. Rappeler la relation entre la masse m_x de l'échantillon, la quantité de matière n_x et la masse molaire M_x de l'échantillon.
6. Compléter le tableau 1.
7. Calculer le nombre d'atomes de carbone, d'oxygène et d'hydrogène contenu dans le morceau de sucre.
8. Comparer les masses molaires moyennes calculées à partir des nucléons (protons et neutrons) avec les masses molaires calculées en utilisant le tableau périodique. Justifier la différence.

TP N 3 : Détermination et prélèvement de quantités de matière

Tableau.1

Espèce chimique	Chlorure de sodium (sel)	Carbonate de calcium (craie)	Saccharose (sucre)	Fer	Cuivre	Aluminium
Formule chimique						
Masse molaire (tableau périodique) ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)						
Masse molaire calculé en utilisant la masse des nucléons ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)						
Masse atomique ou moléculaire (uma)						
Masse de l'échantillon (g)						
Quantité de matière (mol)						
Nombre de molécules ou d'atomes						

2. Partie II

A l'aide d'une balance électronique peser une masse de 20g d'un échantillon de chlorure de sodium et de saccharose (sucre en poudre). Comparer les deux échantillons en utilisant deux tubes à essai ou deux éprouvettes graduées.

Questions

1. Comparer les deux tubes à essai contenant 20g de sel et de sucre.
2. Les deux échantillons ont-ils le même volume?
3. Calculer la quantité de matière correspondante à la masse des deux échantillons.
4. Les quantités de matières des deux échantillons sont-elles identiques?
5. Des prélèvements d'espèces solides de masse *égale* contiennent-ils la même quantité de matière. Conclure.

IV-2- Détermination de la masse, le volume et la quantité de matière des échantillons liquides :

1. Partie I

A l'aide d'une balance électronique peser les échantillons liquides suivant : l'eau distillée, l'éthanol, l'acétone et l'acide acétique, ensuite lire le volume indiqué sur chaque tube d'échantillon.

Questions :

1. Déterminer le nombre de moles contenues dans chaque échantillon.

TP N 3 : Détermination et prélèvement de quantités de matière

- Donner la relation entre la masse volumique, la masse et le volume de l'échantillon. Ensuite donner la relation entre la masse volumique le volume, la quantité de matière et la masse molaire de l'échantillon.
- Compléter le tableau si dessous :

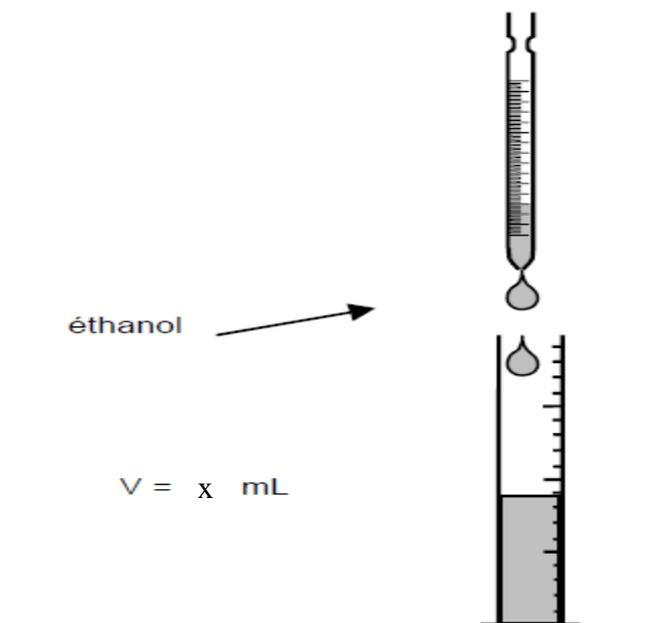
Tableau .2

Espèce chimique	Eau	Acétone	Ethanol	Acide acétique
Formule chimique				
masse Molaire (g.mol ⁻¹)				
Masse volumique (g.cm ⁻³)	1	0,788	0,79	1,052
Masse volumique calculée expérimentalement (g.cm ⁻³)				
Masse del'échantillon (g)				
Quantité de matière (mol)				
Nombre de molécules				

- Peut-on retrouver les mêmes masses des échantillons en utilisant les masses volumiques données dans le tableau si dessus? Conclure.
- Une même masse correspond elle à une même quantité de matière et au même volume pour les échantillons d'eau et d'acétone ? justifier votre réponse en utilisant comme masse d'échantillon de 10g. conclure.

2. Partie II

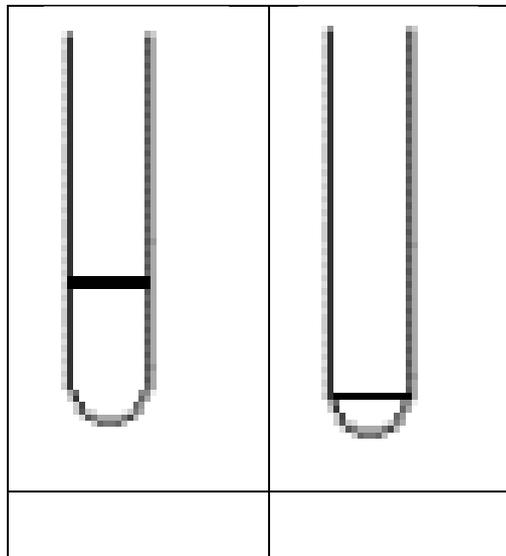
Prélever 0,1 mol de l'eau et d'éthanol



TP N 3 : Détermination et prélèvement de quantités de matière

Questions :

- 1- Peut-on, sans aucun calcul préalable, préparer 0,10 mol d'eau ou d'éthanol? Pourquoi?
- 2- De quel matériel se sert-on pour prélever les quantités de liquides *sans balance* ?
- 3- Les quantités de matières des échantillons à l'état liquide sont identiques et valent 0,10 mol.
 - a- En est-il de même de leur masse ?
 - b- Les échantillons ont-ils tous le même volume ?
- 4- Prélever les liquides dans les béchers mis à votre disposition et verser chaque prélèvement dans un tube à essais. Compléter et annoter les deux tubes à essais.



TP N 4: Modèle atomique de Bohr- Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme

I-Introduction :

Un atome est constitué d'un noyau central de forme sphérique, ce dernier est uniquement composé de protons et de neutrons. La cohésion du noyau est assurée par l'interaction forte d'un nuage d'électrons qui gravitent autour du noyau. Le nuage électronique est représenté en couches électroniques (K, L, M..) et en sous couches (s, p, d...). Chaque couche représente un niveau d'énergie défini, de l'état fondamental.

D'après la théorie des quanta, développé par Planck puis par Einstein, la lumière est constituée d'un ensemble de particules de masse nulle appelées photons qui transporte un quantum d'énergie égal à :

$$\Delta E = h \nu = hc/\lambda$$

Avec :

h : La constante de Planck ($6,63 \cdot 10^{-34}$ Js)

E : L'énergie du photon en Joule

ν : La fréquence temporelle (s^{-1})

λ : La longueur d'onde (m)

C: La vitesse de la lumière ($3 \cdot 10^8$ ms⁻¹)

C'est après avoir étudié la lumière émise par certains corps chauffés que l'équipe de recherche de N. Bohr, en 1913, a amélioré le modèle atomique de Rutherford en y introduisant le modèle des couches électroniques. Le modèle de Bohr dit que les électrons existent seulement à certains niveaux d'énergie permis. Lors de l'échauffement d'un atome, celui-ci va absorber de l'énergie. Les électrons passent de l'état fondamental (état de plus basse énergie) à un état excité, puis l'atome retombe à son état stable en restituant son énergie sous forme de photon. Ce photon émis est défini par une longueur d'onde λ quantifiée, précise et spécifique. Dans le domaine du visible, l'énergie se traduit par une lumière colorée caractéristique d'une longueur d'onde. Cette dernière dépend de la différence entre les deux niveaux d'énergie.

Chaque élément a son propre ensemble caractéristique de niveaux d'énergie. Chaque métal donne un spectre d'émission de flamme caractéristique traduit par une couleur de flamme. L'étude de ces spectres d'émissions permet l'identification des éléments métalliques.

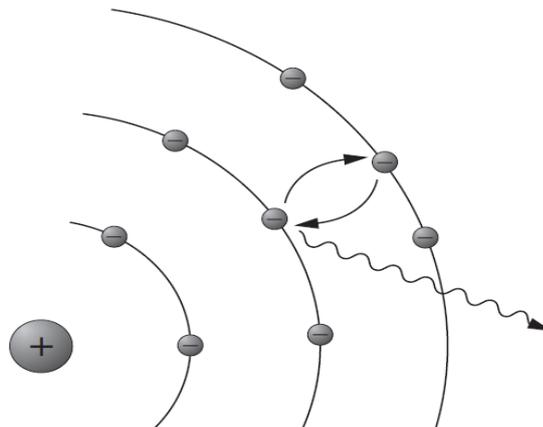
TP N 4: Modèle atomique de Bohr- Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme

II-Test de flamme :

II-1- Définition :

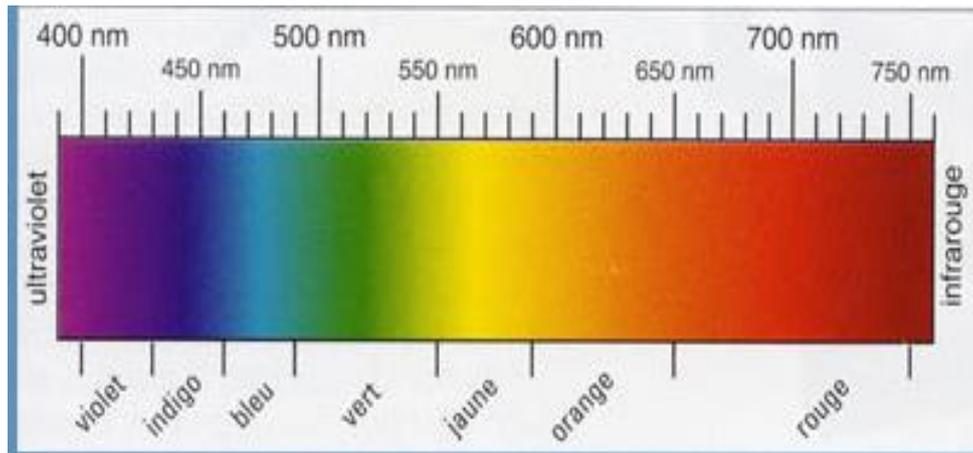
Un test de flamme, est un procédé utilisé en chimie pour détecter la présence de certains ions métalliques, basé sur les caractéristiques des spectres d'émission de chaque élément. En général, la couleur des flammes dépend également de la température. Le test consiste à introduire un échantillon de l'élément ou du composé à analyser dans une flamme, non lumineuse et à haute température, puis à observer la couleur qu'on obtient.

Lorsqu'on chauffe un élément métallique sous forme d'un sel dans une flamme ou lorsqu'on applique une source électrique à haute tension à un gaz, les atomes absorbent de l'énergie. Un atome possède dès lors plus d'énergie que dans l'état fondamental, il est dit «excité». Grâce à l'énergie absorbée, un électron peut passer à un niveau d'énergie supérieure. Autrement dit, l'électron est propulsé vers une couche plus éloignée du noyau. Mais l'atome excité est instable et revient rapidement à son état fondamental. L'électron retombe sur une couche proche du noyau. Lors de la chute de l'électron d'un niveau excité à un niveau inférieur, l'énergie absorbée est restituée sous forme d'énergie lumineuse. Suivant la quantité d'énergie restituée, la lumière aura une couleur différente ce qui prouve l'existence de différents niveaux énergétiques.



La couleur de la flamme n'est pas reliée à la couleur de la solution du sel métallique. Par exemple, la solution de sulfate de cuivre est bleue et sa couleur de flamme est verte.

TP N 4: Modèle atomique de Bohr- Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme



couleur	longueur d'onde en nanomètre
rouge	~ 625-740
orange	~ 590-625
jaune	~ 565-590
vert	~ 520-565
bleu	~ 446-520
violet	~ 380-446

Cation métallique	Couleur de la flamme
Cuivre (Cu^{2+})	Vert bleuâtre
Baryum (Ba^{2+})	Vert Jaunâtre
Strontium (Sr^{2+})	Rouge vif
Calcium (Ca^{2+})	Orangé-rouge
Potassium (K^+)	Lilas
Lithium (Li^+)	Rouge cramoisi
Sodium (Na^+)	Jaune orangé



TP N 4: Modèle atomique de Bohr- Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme

II-2- Relation entre la lumière émise par les corps chauffés et les niveaux d'énergie (n) des électrons :

Pour expliquer les émissions de couleurs par les métaux et leurs sels, il faut réfléchir en se situant au niveau de l'atome en étudiant deux étapes dans le comportement des atomes :

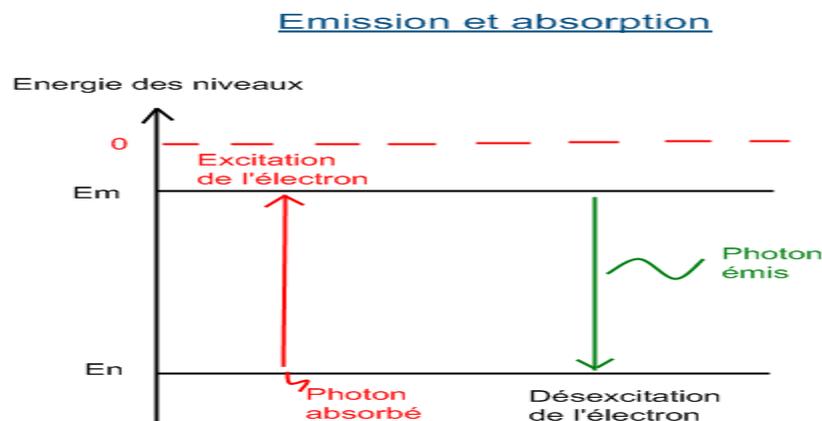
- L'absorption d'énergie
- La restitution d'énergie

❖ Absorption d'énergie :

Avant l'expérience et donc avant d'être chauffés, les atomes se trouvent dans un état stable, appelé « état fondamental ». Lors de l'expérience, la flamme apporte de l'énergie calorifique. Celle-ci est absorbée par les électrons. Le niveau d'énergie des électrons augmente alors et passe du niveau d'énergie fondamental (E_n) stable à un niveau d'énergie plus élevé (E_m). A ce niveau d'énergie, les électrons sont instables. On dit qu'ils sont « excités ». C'est l'absorption d'énergie.

❖ Émission de l'énergie :

Après chauffage et après la vaporisation, les atomes s'élevant vers la pointe de la flamme se retrouvent dans une région plus froide. Ils restituent alors, l'énergie qu'ils avaient absorbée sous forme d'énergie lumineuse.



III-But du TP :

Ce TP a pour but de montrer que les électrons des atomes sont placés sur des niveaux ayant une énergie bien déterminée et pas n'importe comment. Lors de l'excitation par la chaleur, les électrons passent des niveaux stables à des niveaux instables (plus hauts en énergie). En se désexcitant, ils retournent à leur niveau d'origine et émettent de la lumière d'une longueur d'onde bien précise (couleur). Dans ce TP nous allons identifier des ions métallique inconnus par la méthode de la flamme en se référent à des couleurs de flammes produite par des solutions de sels métalliques connus.

TP N 4: Modèle atomique de Bohr- Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme

IV- Matériels et produits :

- Bec Bunsen (ou briquet)
- Tubes à essais contenant les solutions des sels à étudier
- Tiges en bois ou baguette en verre
- Ethanol ou méthanol
- Coton
- Les solutions des sels métalliques:
 - Chlorure de sodium (NaCl)
 - Chlorure de baryum (BaCl₂)
 - Chlorure de potassium (KCl)
 - Chlorure de lithium (LiCl₂)
 - Chlorure de calcium (CaCl₂)
 - Sulfate de cuivre CuCl₂

V- Mode opératoire:

Préparer les solutions de sels métalliques en introduisant dans des tubes à essai l'équivalent de 2 cuillères à café de poudre puis rajouter de l'eau afin de dissoudre le sel. Laver la spatule entre chaque poudre de manière à ne pas faire de mélanges. Plonger une tige en bois entourée de coton dans chaque flacon. Au dessus de la flamme du bec ou briquet (la partie bleue de la flamme du bec ou briquet), faire passer séparément les tiges en bois ou baguette en verre imbibées des solutions de sels (Pour éviter de brûler le bois, agiter l'attelle en bois à travers la flamme plutôt que de le tenir droit dans la flamme). Notez la couleur de la flamme dans le tableau de données. Refaire chaque expérience au moins deux fois afin de s'assurer des résultats.



TP N 4: Modèle atomique de Bohr- Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme

VI-Questions :

- 1- Existe-il un hydrogène parmi les ions étudiés?
- 2- Si c'est le cas, lequel? Donner sa formule.
- 3- Donner la définition d'un hydrogène.
- 4- Pourquoi il est intéressant de travailler avec ce type d'ion?
- 5- Définir un test de flamme en expliquant le phénomène mis en jeu.
- 6- Donner la couleur de flamme de chaque échantillon.
- 7- Donner les longueurs d'onde approximatives en se basant sur les couleurs données dans la figure collée sur votre paillasse.
- 8- Identifier les ions métalliques contenus dans vos solutions en se basant sur les couleurs de flammes des ions dans la figure collée sur votre paillasse.
- 9- Place les couleurs observées en ordre croissant de longueur d'onde.
- 10- Place les couleurs observées en ordre croissant d'énergie. Quel sont les éléments qui correspondent à la plus petite et plus grande énergie.
- 11- Quelle est la relation entre l'énergie, la fréquence et la longueur d'onde?
- 12- Comment les électrons sont-ils excités durant cette expérience?
- 13- Donner le spectre d'émission de la lumière par les électrons.
- 14- Quelles particules dans les solutions seraient responsables de la production de lumière colorée?
- 15- Comment se fait-il que différents produits chimiques émettent des couleurs de lumière différentes, notamment quand ils sont chauffés?