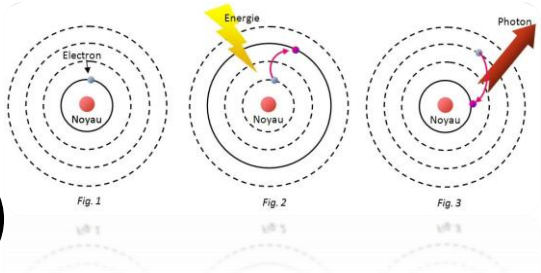
République Algérienne Démocratique et Populaire Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique
Université A. MIRA – BEJAIA
Faculté de Technologie
Département de Technologie
Tronc Commun Ingénieur ST (1ère année)
Tronc Commun Ingénieur MT (1ère année)

Travaux pratiques de chimie I



TP N°1 : Initiation à la manipulation en chimie

TP N°2 : Préparation de solution – Calcul d'incertitudes – Détermination du rayon ionique

TP N°3 : Modèle atomique de Bohr – Identification des ions métalliques par la méthode de la flamme

TP N°4 : Spectre de raies de l'hydrogène et détermination de la constante de Rydberg

Elaboré par : Hassiba TIGHIDET & Naima TOUATI

Année universitaire 2026/2027

TP n°1

Initiation à la manipulation en Chimie 1

I. Introduction

Les travaux pratiques de chimie constituent une première expérience pour la plupart des étudiants entamant le cycle universitaire. Pour que ce passage au laboratoire soit couronné de réussite, certaines valeurs doivent être ancrées dans l'esprit du futur chimiste (étudiant) afin de réaliser le travail expérimental d'une manière sécuritaire.

Le travail dans un laboratoire de chimie nécessite de manipuler avec de la verrerie fragile, des appareils de chauffage, des montages complexes et des produits chimiques qui peuvent être dangereux. Il est impératif de prendre conscience des risques associés à la manipulation en cours et d'être capable d'intervenir en cas d'accident.

Pour le bon déroulement des séances de travaux pratiques de chimie, l'étudiant doit se poser certaines questions : Comment doit-on se comporter dans un laboratoire ? Quelles précautions doit-on prendre ? Avec quoi va-t-on manipuler ? Comment doit-on se protéger ? Comment manipuler avec les produits chimiques ?....etc. Pour répondre à ces questions, un bon nombre de règles doivent être connues et appliquées tout au long des TPs afin d'assurer sa propre sécurité et aussi celle des autres.

II. Règlement intérieur

- La présence en séances de travaux pratiques de chimie est obligatoire. L'enseignant doit mentionner les absences à chaque séance pour l'évaluation de l'étudiant.
- L'enseignant doit contrôler les présences et doit informer l'administration des absences.
- En cas d'absence justifiée à un TP, l'étudiant ouvre droit à une séance de rattrapage qui sera programmée par l'enseignant. Dans le cas où l'absence n'est pas justifiée, une note de 00/20 lui sera donnée et aucune séance de rattrapage ne lui sera dédiée.
- Trois absences non justifiées aux séances de TP entraineront l'exclusion du module pour le semestre en cours.
- L'absence à la séance de TP doit être justifiée à l'administration dans les 72h suivant la date d'absence. Un papier administratif (justificatif d'absence) sera délivré et celui-ci doit être remis à l'enseignant dans un délai d'une semaine. La remise d'un justificatif après ce délai sera refusée.
- L'étudiant doit respecter l'avis et les consignes de son enseignant.

III. Règles d'hygiène et de sécurité

Avant de commencer le travail expérimental dans un laboratoire de chimie, l'étudiant doit :

III.1. Avoir un comportement approprié

- Ne pas **manger** ou **boire**.
- Ne pas mâcher du **chewing-gum**.
- Ne pas utiliser de **téléphone portable**.
- Laisser les allées et les issues dégagées et ne pas encombrer le sol par les sacs,….
- Ne pas encombrer les paillasses par les affaires (classeur, trousses,..).
- Ne pas jouer avec le matériel.
- Ne pas gouter ou sentir les produits chimiques.
- Ne pas porter à la bouche ou au visage ses mains, son stylo,….
- Ne pas courir, ni se déplacer entre les paillasses sans autorisation de votre enseignant.
- Manipuler debout.
- Eviter tout geste ou comportement irréfléchi et précipité même si vous êtes pressé de terminer votre TP. **Soyez concentrés** et ne vous laisser pas distraire.
- Ne pas arriver en retard.
- Respecter les affectations (numéro du laboratoire, groupe, sous-groupe, horaire,…etc).

III.2. Avoir une tenue adaptée

- Une blouse longue en coton. Le port de la blouse est obligatoire. L'étudiant n'ayant pas ramené sa blouse sera renvoyé par l'enseignant. La blouse doit être maintenue fermée pendant la manipulation.
- Un pantalon long et des chaussures fermées pour minimiser les zones de peau exposées en cas de projection.
- Les cheveux longs attachés.
- Pas de lentilles de contact car elles peuvent être attaquées par les solvants volatils.
- Si nécessaire, des gants et des lunettes de sécurité.

III.3. Prendre des précautions pour prévenir le danger

- Ne jamais forcer sur la verrerie en cas d'introduction d'un thermomètre dans un bouchon ou d'une pipette dans une propipette pour éviter les coupures dues aux bris de verre. Toujours tenir le tube de verre près de l'extrémité à introduire.

- Toutes manipulations de produits inflammables doivent être exécutées attentivement et à l'abri de la flamme.
- Ne 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 : il faut toujours utiliser un bécher. Comme il ne faut jamais remettre dans le flacon un produit ou une solution déjà prélevée.
- Ne jamais verser de l'eau aux acides concentrés, mais les acides à l'eau.
- Ne jamais pipeter à la bouche des solutions telles que les acides, les bases et toute solutions toxiques ou corrosives. Il faut utiliser une propipette.
- Ne pas déplacer le matériel.
- Laver les mains avant de quitter le laboratoire.

III.4. Bien préparer son TP

- Avoir le polycopié des TPs dès la première séance.
- Avoir un cahier de laboratoire.
- Préparer à la maison le TP à réaliser. Il faut absolument prendre connaissance des données théoriques et de respecter les démarches établies pour l'exécution de la manipulation.
- Préparer les méthodes de calculs au préalable, dans le cas où le compte rendu est réalisé sur place.
- Suivre minutieusement les étapes mentionnées sur le polycopié et en cas de doute, demandez conseils à l'enseignant.
- S'appliquer, observer et noter.
- Reproduire les résultats sur le cahier de laboratoire ou sur une feuille de mesure.
- Rédiger un compte rendu de la manipulation en répondant aux questions présentes sur le polycopié.

L'étudiant doit laisser la paillasse et la verrerie propres et rangés. Avant de quitter le laboratoire, chaque étudiant doit remettre le matériel à sa place au fond de la paillasse et vérifier si le robinet est fermé.

IV. Déroulement des séances de TP

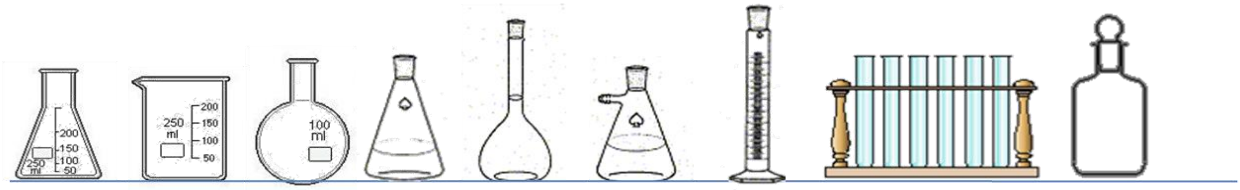
La séance de TP de 3h se déroulera comme suit :

- Un temps sera dédié à la manipulation où l'étudiant sera tenu de suivre le mode opératoire à la lettre. L'enseignant doit superviser, corriger et noter le travail des étudiants.
- Le reste du temps sera consacré à la rédaction du compte rendu dont le prototype sera remis à l'étudiant à la fin de la manipulation.
- Des questions orales vont être posées à l'étudiant au cours du TP pour mieux l'évaluer et l'orienter.

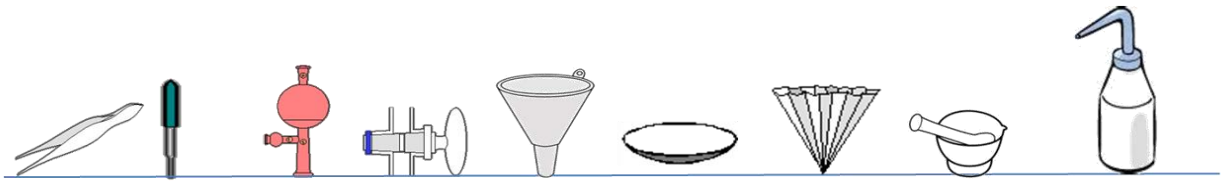
V. Étiquettes de danger des substances chimiques (pictogrammes)

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 cancérigènes, 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.	

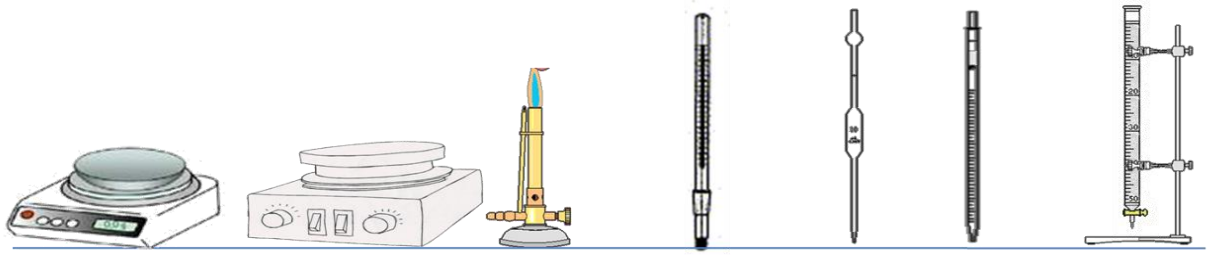
VI. Matériels de laboratoire et verreries



Erlenmeyer Bécher Ballon Fiole Fiole jaugée Fiole à vide Eprouvette graduée Tubes à essai + support Flacon



Pince Compte gouttes Poire Robinet Entonnoir Verre de Montre Papier filtre Mortier et pilon Pissette



Balance Agitateur Bec Bunsen Thermomètre Pipette jaugée Pipette graduée Burette + Support

Spatule Pycnomètre

Burette : C'est un tube en verre cylindrique gradué, qui se termine par un robinet et un tube étroit, et fixé en son milieu sur un support par une pince de Mohr.

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.

Eprouvette : C'est un cylindre gradué qui permet de prélever des volumes bien précis, mais sa précision est faible comparée à celle de la pipette.

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.

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 inferieur plus large.

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).

Erlenmeyer : Il a une forme conique et est utilisé généralement pour les dosages.

Verre de montre : Il permet de peser des quantités de produits.

Spatule : Elle sert à prélever des quantités de produits en poudre à partir des flacons.

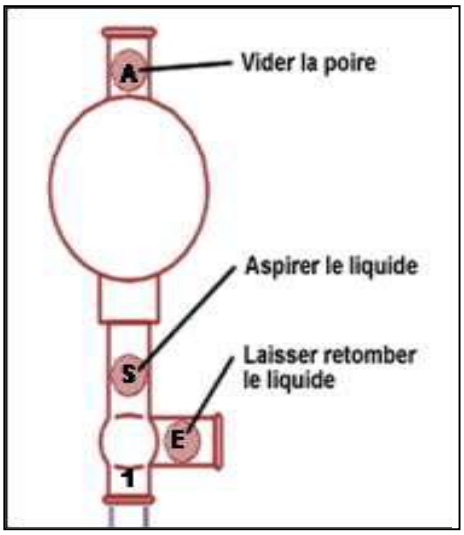
Balance : Elle permet de peser des masses bien précises de produits. Il existe plusieurs types de balances. Dans notre cas, on utilise les balances électroniques.

VII. Utilisation de certaines verreries

VII.1. Pipette

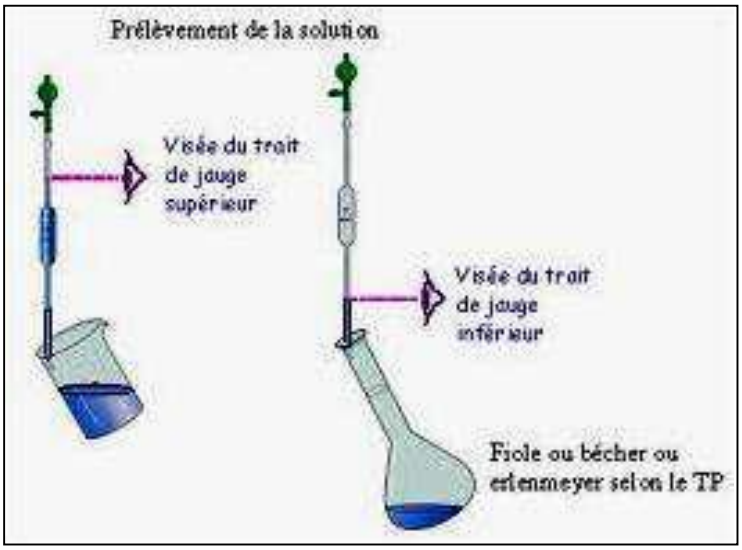
Le pipetage à la bouche est strictement interdit en raison du risque d'avaler un solvant toxique ou corrosif. On utilise donc une propipette qui se place à l'extrémité de la pipette.

Afin de créer l'aspiration qui va permettre de prélever le liquide :



- Presser la poire en pressant sur la valve "A".
- Enfoncer légèrement l'embout de la pipette dans la propipette dans l'orifice prévu à cet effet (noté 1 sur le schéma).
- Immerger la pipette dans la solution et aspirer le liquide en appuyant sur la valve "S".
- Vider le liquide dans le bécher en appuyant sur la vanne "E". Afin que le liquide ne se déverse pas trop rapidement, faire un angle de 45° entre le bécher et la pipette en plaçant la pointe de celle-ci contre la paroi du bécher tout en la gardant bien verticale.

La lecture : au trait doit s'effectuer à hauteur des yeux.



Nettoyage : il faut veiller à ne pas introduire de liquide à l'intérieur de la poire. Si par accident, du liquide rentre à l'intérieur, bien rincer avec de l'eau et sécher au mieux avec du papier absorbant.

Précision des pipettes jaugées : La précision de la pipette est un critère important d'achat et d'utilisation. Pour les dosages, seules les "jaugées" peuvent être utilisées, les pipettes graduées n'étant pas assez précises.

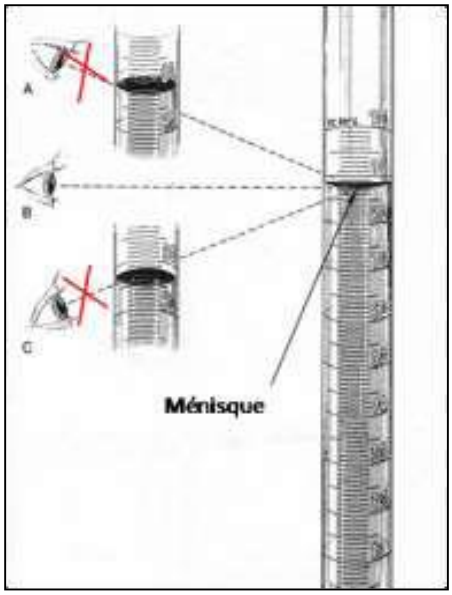
VII.2. Burette

Une burette est un tube en verre gradué et étalonné muni d'un robinet servant à verser lentement le réactif lors d'un dosage. Elle existe sous plusieurs formats : 25 mL et 50 mL étant les plus courants. Les graduations sont en général précises à 0,05 mL mais peuvent également être de 0,1 mL.

Mode d'emploi :

- Verser une petite quantité de réactif dans la burette afin de la rincer.
- Après rinçage, la remplir entièrement et ouvrir le robinet pour éliminer les éventuelles bulles d'air coincées au niveau du robinet.
- La remplir à nouveau et faire le zéro en vidant lentement le surplus de solution titrante.
- Lors du dosage, verser des volumes par palier de 1 mL en resserrant les volumes au niveau du point équivalent jusqu'à faire un goutte à goutte pour avoir une précision suffisante.
- Après dosage, vider entièrement la burette et rincer avec de l'eau distillée. Lorsque la burette reste inutilisée, la remplir d'eau distillée.

Lecture : On effectue la lecture de volume au bas du ménisque en maintenant l'œil face à la graduation pour éviter l'erreur de parallaxe (voir A & C). Le bas du ménisque doit coïncider avec la graduation. L'œil est face à la graduation pendant la lecture (voir B).



Maintenance : le robinet peut être en verre ou en Téflon. Pour celle ayant un robinet en verre, il est conseillé de graisser celui-ci avec une graisse silicone (utilisée pour les rodages par exemple) de temps en temps afin d'éliminer tout risque de grippage.

2026 - 2027

TP n°2

Préparation de solutions – Calcul d'incertitudes – Détermination du rayon ionique

I. Introduction

Les sciences pour l'ingénieur sont basées sur des expériences. Celles-ci sont confrontées à des théories censées décrire d'une manière juste et objective ce qui est observé dans le monde réel. Cependant, les deux démarches, expérimentale ou théorique, sont évidemment accompagnées de la notion de doute, doute qui est un concept fondamental pour un futur ingénieur.

Il est plus qu'évident qu'une grandeur physique ou chimique ne peut pas être mesurée sans qu'elle soit totalement exempte d'erreur ou d'incertitude. Pourtant, tout résultat présente un intérêt à condition qu'il soit exprimé avec ses limites d'incertitude.

Ce TP permettra à l'étudiant de savoir calculer les incertitudes commises lors des mesures expérimentales, à savoir la mesure de la concentration de solutions préparées de manières différentes et celle de la détermination du rayon ionique, afin de présenter ses résultats de façon plus juste.

II. Rappels théoriques

II.1. Notions sur les solutions et les concentrations

Soluté : C'est la substance ou la matière ou l'espèce chimique dissoute dans un solvant. **Solvant :** C'est le liquide dans lequel le soluté est dissout. Le solvant peut être de l'eau distillée, de l'éthanol,….etc.

Solution : C'est le nom du mélange homogène de soluté et de solvant. Lorsque le solvant est de l'eau, la solution est dite **aqueuse**.

Masse molaire (M) : C'est la masse d'une mole d'un composé exprimée en $g.mol^{-1}$.

Quantité de matière (n) : C'est le nombre de moles que contient cet échantillon : $n = \frac{m}{M}$ (moles).

Masse volumique (ρ) : C'est le rapport de masse correspondant à un volume V d'une substance : $\rho = \frac{m}{V} (\frac{Kg}{m^3})$.

Densité (d): C'est le rapport de la masse volumique d'une substance à la masse volumique d'une référence : $d = \frac{\rho_{corps}}{\rho_{ref}}$.

Concentration molaire (Molarité, C) : C'est la quantité de matière de soluté présente par litre de solution : $C = \frac{n_{soluté}}{V_{solution}}$ (mol.l^{-1}).

Concentration massique (C_M) : C'est le rapport entre la masse de soluté et le volume total de la solution : $C_M = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}$ (g.l^{-1}).

Concentration normale ou normalité (N) : C'est le nombre d'équivalent-grammes de soluté contenus dans un litre de solution : $N = \frac{n_{eq.g}}{V}$ (eq.g.l^{-1}).

Fraction massique (x_m) : C'est le rapport entre la masse du soluté et la masse de la solution : $x_m = \frac{m_{soluté}}{m_{solution}}$

Fraction molaire (x) : C'est le rapport entre le nombre de moles du soluté et le nombre de moles de la solution : $x_m = \frac{n_{soluté}}{n_{solution}}$

Dilution : Adjonction de solvant à une solution pour en diminuer la concentration.

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

II.2. Notions sur le calcul d'erreur de mesure :

II.2.1. 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.

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

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.

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

II.2.2. Incertitude sur une grandeur calculée : on considère les cas importants suivants:

1. **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 l'incertitude absolue est donc :

$$\Delta y = \Delta x_1 + \Delta x_2 + \Delta x_3 + ...$$

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

2. 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:

a) $y = x_1 * x_2$ 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: $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2}$

b) $y = \frac{x_1}{x_2}$ 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 : $\frac{\Delta y}{y} = \frac{\Delta x_1}{x_1} + \frac{\Delta x_2}{x_2}$

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

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

3. 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 $\text{Ln } y = a * \ln x_1 + b * \ln x_2 + c * \ln x_3$ et $\frac{dy}{y} = \frac{dx_1}{x_1} + \frac{dx_2}{x_2} + \frac{dx_3}{\Delta x_3}$

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

II.2.3. Classification des erreurs

On distingue deux principaux types 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. Leurs causes se trouvent dans l'expérimentateur 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

Pipettes volumétriques		Pipettes graduées		Fioles jaugées		Eprouvettes graduées	
Volume (ml)	**Incertitude (ml)**	**Volume (ml)**	**Incertitude (ml)**	**Volume (ml)**	**Incertitude (ml)**	**Volume (ml)**	**Incertitude (ml)**
1	± 0,006	0,2	± 0,008	10	± 0,02	10	± 0,1
2	± 0,006	0,5	± 0,01	25	± 0,05	25	± 0,3
5	± 0,01	1	± 0,01	50	± 0,06	50	± 0,4
10	± 0,02	2	± 0,02	100	± 0,08	100	± 0,6
25	± 0,03	5	± 0,02	200	± 0,1	250	± 1
50	± 0,05	10	± 0,06	250	± 0,1	500	± 3
100	± 0,08	25	± 0,1	500	± 0,2		

III. But du TP

- Préparer une solution par dissolution d'une espèce chimique et par dilution.
- Mesurer la densité d'une solution.
- Détermination du rayon moyen d'un ion, qui n'est rien d'autre qu'un atome qui a perdu ou gagné des électrons.
- Apprendre à calculer les incertitudes sur les différentes mesures et grandeurs utilisées dans les manipulations en TP de chimie.

IV. Matériels et produits utilisés

- Eprouvette graduée de 50 ml ;
- Fiole jaugée de 100 ml ;
- Pipette graduée de 5 ml ;
- Becher de 50 ml ;
- Pycnomètre de 10 ml ;

- Verre de montre ;
- Entonnoir ;
- Pissette ;
- Eau distillée ;
- Saccharose ; Chlorure de sodium ;
- Solution commerciale concentrée d'acide acétique ;
- Balance électronique, si possible plus précise que 0,1g.

V. Manipulations

Expérience 1 : Préparation de solution par dissolution

- Peser une masse m de saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ en utilisant une balance électronique et une coupelle ou un verre de montre (m = 1g ; 1,5g ; 2g)
- Introduire le solide dans une fiole jaugée de 100 ml en utilisant un entonnoir.
- Rincer le récipient utilisé et l'entonnoir avec une pissette d'eau distillée.
- Remplir la fiole jaugée environ au ¾ avec de l'eau distillée.
- Agiter pour accélérer la dissolution et homogénéiser la solution.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- La solution **S_1** est prête.

Expérience 2 : Préparation de solution par dilution

- Calculer le volume d'une solution commerciale concentrée d'acide acétique de densité d = 1,02, contenant 30 % en masse de CH_3COOH, nécessaire pour préparer 100 ml solution de CH_3COOH de concentration C= 0,1 - 0,2 - 0,3 $mol.L^{-1}$.
- Verser une quantité suffisante d'acide acétique commerciale dans un bécher.
- Prélever le volume calculé précédemment à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette graduée.
- Verser ce volume dans une fiole jaugée contenant un peu d'eau distillée, puis compléter avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.
- La solution **S_2** est prête.

Expérience 3 : Détermination expérimentale de la masse volumique et de la densité d'une solution

- A l'aide d'une balance, peser un pycnomètre de 10 ml. Cette masse sera notée m_1.
- Remplir ce pycnomètre avec la solution **S_1** préparés auparavant.

- Peser l'ensemble: pycnomètre + 10 ml de solution. Cette masse sera notée $m_{pycno+solution}$.
- Refaire la même procédure pour la solution **S2**.

Expérience 4: Détermination expérimentale du rayon ionique

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 (figure 1) :

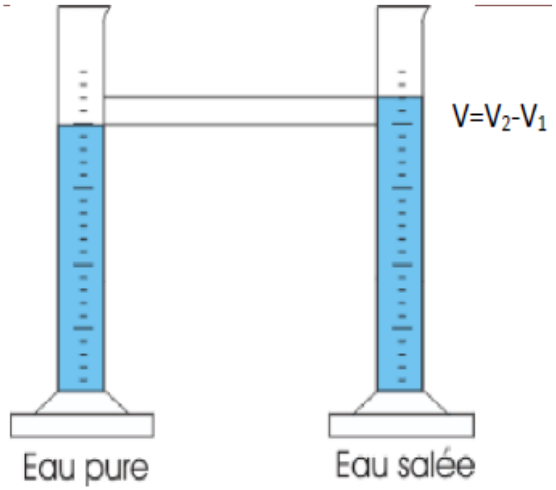


Figure 1

- Peser une masse de sel (m_{NaCl}=5g).
- Mesurer précisément un certain volume d'eau douce (V_1=30ml) dans une éprouvette de 50 ml.
- Faire dissoudre complètement le sel NaCl dans l'éprouvette afin d'obtenir des ions (Na^+ et Cl^-), en veillant à éliminer toute les bulles d'air.
- Mesurer 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}.

VI. Questions:

1. Calculer la valeur de la concentration molaire et massique de la solution sucrée.
2. Calculer la molalité et les fractions molaires x_i du soluté et du solvant de la solution préparée **S1**.
3. Calculer la concentration de la solution commerciale d'acide acétique 30% en masse.
4. Indiquer la méthode et la valeur du volume de CH_3COOH qu'il faut prélever pour la préparation de la solution d'acide acétique **S2**.

5. Déterminer la masse volumique ainsi que la densité des solutions **S_1** et **S_2**.
6. Calculer l'erreur relative commise sur la concentration, la masse volumique et la densité des solutions **S_1** et **S_2**.
7. Donner la réaction d'ionisation du sel NaCl.
8. 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

$$V_{ion} = \frac{V}{N_{ion}}$$

   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.

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

   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 elle les mêmes? Si ce n'est pas le cas, expliquer cette différence.

2026 - 2027

TP n°3

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 masses nulles appelées photons qui transporte un quantum d'énergie égal à :

$$\Delta E = h\,\nu = h\,\frac{C}{\lambda}$$

Avec :

h : constante de Planck ($6{,}63\ 10^{-34}$J.s)

E : énergie du photon en Joule

ν : fréquence temporelle (s^{-1})

λ: longueur d'onde (m)

C: vitesse de la lumière (3.10^{8} $m.s^{-1}$)

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.

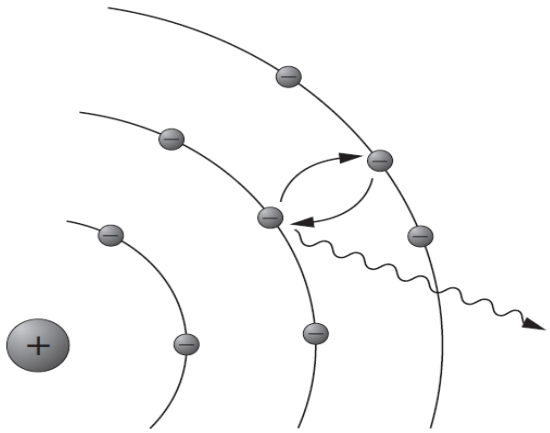
Chaque élément a son propre ensemble caractéristique de niveaux d'énergie. Chaque métal donne un spectre d'émission de flamme caractéristique traduit par une couleur de flamme. L'étude de ces spectres d'émissions permet l'identification des éléments métalliques.

II. Test de flamme

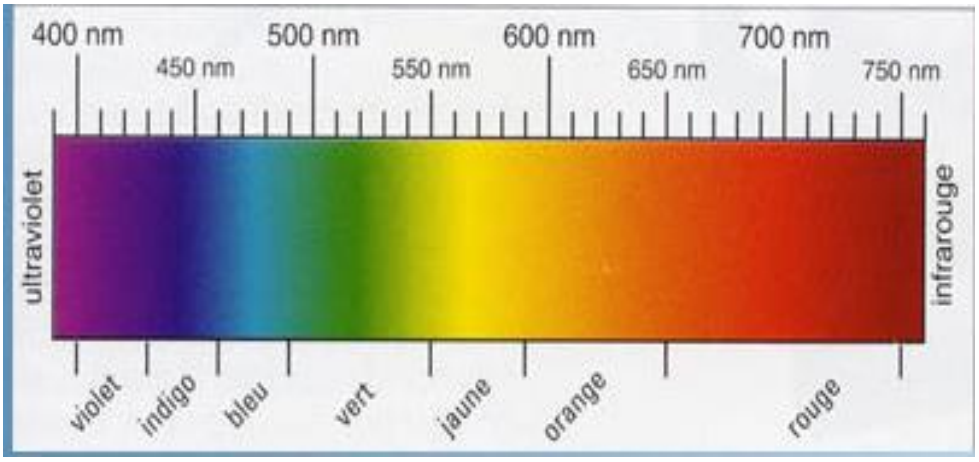
II.1. Définition

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.



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

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 :

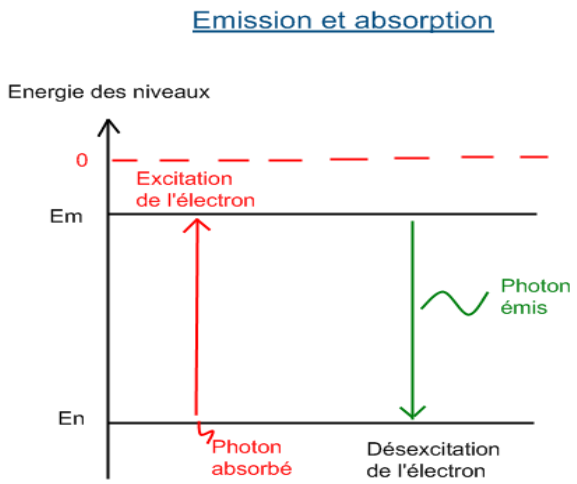
- L'absorption d'énergie
- La restitution d'énergie

❖ **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.

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 ($BaCl_2$)

Chlorure de potassium (KCl)

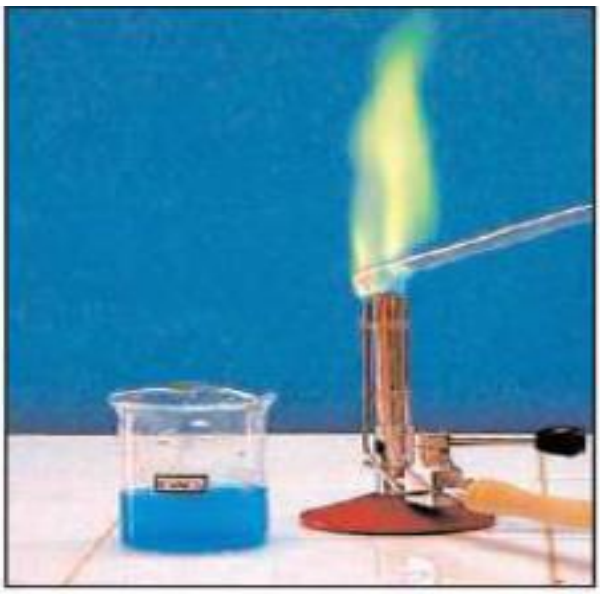
Chlorure de lithium ($LiCl_2$)

Chlorure de calcium ($CaCl_2$)

Sulfate de cuivre ($CuCl_2$)

V. Mode opératoire

Préparer les solutions de sels métalliques en introduisant dans des tubes à essaie 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.



VI. Questions

1- Existe-il un ion qui peut être un hydrogènoide parmi les ions étudiés?
2- Si c'est le cas, lequel? Donner sa formule.
3- Donner la définition d'un hydrogènoide.
4- Pourquoi il est intéressant de travailler avec se 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?

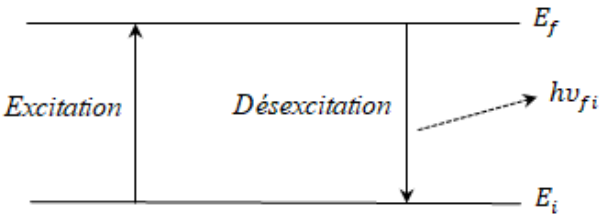
TP n°4

Spectre de raies de l'hydrogène et détermination de la constante de Rydberg

I. Rappels théoriques

I.1. Niveau d'énergie d'un atome

L'énergie d'un système atomique est quantifiée, c'est-à-dire que le système ne peut exister que dans des états privilégiés (dits stationnaires) où son énergie a des valeurs bien déterminées appelées niveaux d'énergie. Il en est de même de son moment cinétique orbital et de son moment magnétique. L'état de plus basse énergie est le plus stable (état fondamental). Dans le cas d'un atome isolé (pas d'interaction avec l'univers), l'atome est dans un état « stable » (état stationnaire). Si on le perturbe par une cause extérieure (décharge, chocs électroniques, rayonnement ...), il peut y avoir passage d'un état initial d'énergie E_i à un état final d'énergie E_f par absorption d'une énergie $E_{i \rightarrow f} = E_f - E_i$. L'atome est alors dans un état excité de durée de vie variable et finie. Lors de la désexcitation, le retour de l'atome à l'état E_i provoque l'émission d'un photon dont l'énergie est : $h\upsilon = E_f - E_i$:



I.2. Spectre de Raies

Le spectre d'émission est caractéristique du matériau et peut servir d'empreintes digitales pour identifier le gaz. Les spectres de raies servent donc de clé pour comprendre la structure de l'atome : toute théorie de la structure atomique doit permettre d'expliquer pourquoi les atomes émettent seulement de la lumière de longueurs d'onde discrètes et doit pouvoir prédire ces fréquences.

Les atomes émettant de la lumière dans un gaz lumineux produisent des spectres constitués de nombreuses raies qui sont séparées entre elles, même si elles peuvent apparaître en grand nombre à certains endroits. Les raies sont, donc, caractéristiques pour l'élément chimique car chacune d'elles correspond à une transition entre deux niveaux d'énergie distincts dans l'atome.

L'hydrogène est l'atome le plus simple et possède également le spectre le plus élémentaire. Les lignes spectrales de l'hydrogène ont été expliquées par le modèle atomique de Bohr. Cependant, quelque temps auparavant, les raies du spectre de l'hydrogène pouvaient être déterminées par une formule empirique dans laquelle on retrouvait la constante de Rydberg.

Les électrons sous agitation thermique dans une source de lumière incandescente émettent une radiation électromagnétique (lumière) composée de différentes longueurs d'onde, produisant ainsi un spectre. En analysant la lumière émise d'un gaz excité, d'un liquide vaporisé ou d'un solide, des lignes spectrales sont observées.

Dans le domaine visible, le spectre d'émission de l'hydrogène atomique présente quatre raies H_α, H_β, H_γ et H_δ qui se poursuivent dans une série complète dans l'ultraviolet (Figure 1).

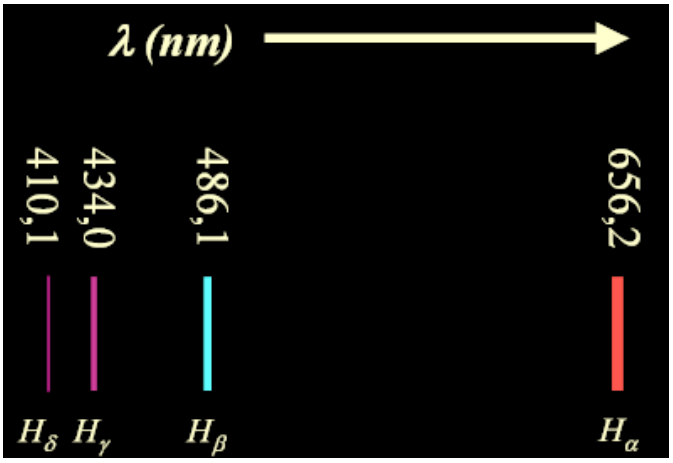


Figure 1 : Spectre visible de l'hydrogène.

La physique moderne explique ces spectres en termes de photons de lumière de longueurs d'onde discrètes émis lors de transitions entre deux niveaux d'énergie. Chaque substance possède un ensemble de raies spectrales de longueurs d'onde bien déterminées. En 1885, J.J. Balmer (1825- 1898) montra que les quatre raies visibles dans le spectre de l'hydrogène (dont les longueurs d'onde sont, expérimentalement, en bon accord avec celles obtenues théoriquement) obéissaient à la formule empirique suivante :

$$\nu = \frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{ avec n= 3, 4, 5, ….}$$

Où R est la constante de Rydberg, avec une valeur de R= 1,097 x 10^7 m $^{-1}$. Le spectre de l'hydrogène possède une caractéristique théorique intéressante, n'ayant qu'un seul

proton et qu'un seul électron, il est l'atome le plus simple. Neils Bohr (1885-1962) a développé une théorie atomique pour l'hydrogène invoquant que les raies spectrales résultaient d'une transition de l'électron d'un niveau d'énergie supérieur vers un niveau d'énergie inférieur. La longueur d'onde des raies spectrales pouvait être donnée par la relation théorique :

$$\lambda = \frac{h\,C}{\Delta E}$$

Où:

$$\Delta E = E_1\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \rightarrow \Delta E = 13{,}6\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{ en eV}$$

ΔE : différence d'énergie entre le niveau initial n_i et le niveau final n_f ;

h : constante de Planck ($h = 6{,}62 \times 10^{-34}$ J.s) ;

c : vitesse de la lumière dans le vide ($c = 3 \times 10^8$ m/s) ;

E_1 : énergie du niveau fondamental.

Les valeurs n = 1, 2, 3, 4 sont appelées nombres quantiques principaux.

II. But du TP

- Enregistrer le spectre de raies de l'hydrogène.
- Déterminer les longueurs d'onde et les fréquences des raies spectrales H_α, H_β, H_γ et H_δ de la série de Balmer de l'hydrogène.
- Calculer l'énergie des niveaux de l'atome d'hydrogène.
- Calculer la constante de Rydberg.

III. Matériels utilisés

1- Spectromètre LD numérique ;

2- Alimentation pour tubes spectraux ;

3- Lampe spectrale à hydrogène ;

4- Socle de serrage ;

5- Fibre optique ;

6- Support par tige et borne pour fibre optique ;

7- Ordinateur.

Figure 2 : Dispositif expérimental.

IV. Manipulation

- Vérifier le montage comprenant le spectromètre numérique, l'alimentation pour tubes spectraux contenant la lampe à hydrogène intégré et l'ordinateur.
- S'assurer que la pièce n'est pas trop éclairée pour minimiser l'influence de la lumière.
- Placer la fibre optique le plus près possible de l'ouverture de l'alimentation des tubes spectraux afin d'intensifier le signal d'acquisition.
- Allumer l'ordinateur.
- Aller au fichier « Spectro » et cliquer sur l'application «Esaostudio » pour lancer le logiciel qui s'exécute alors automatiquement.

  Dans le logiciel, la fenêtre de l'interface utilisateur s'affiche en mode de travail « Emission » et des valeurs de mesures sont immédiatement enregistrées.
- Décocher le temps d'exposition.
- Choisir le temps d'exposition maximal.
- Laisser cocher la case « Sensibility condition ».
- Allumer l'alimentation pour les tubes spectraux et attendre 10 à 15 minutes (Préchauffe) pour une bonne acquisition avant d'enregistrer le spectre en mode « Emission ».
- Conclure l'enregistrement du spectre d'émission en cliquant sur la touche « Run/Pause », dès que les raies spectrales sont visibles nettement.
- Donner un nom au fichier en le saisissant sur le champ « Name ».
- Sauvegarder le spectre en cliquant sur la touche « Save ».

- Lire les longueurs d'onde des raies dans le spectre et le noter. Pour la lecture, déplacer le pointeur de la souris sur les raies spectrales. Le cas échéant, sélectionner un autre outil en allant dans la barre « Tools » puis « Coordinates ».

V. Questions :

1. Combien de raies observe-t-on ? Nommer-les.

2. Pourquoi ne peut-on pas observer nettement la raie H_δ ?

3. Lorsque $n \rightarrow \infty$, les longueurs d'onde de la série de Balmer approchent une longueur d'onde minimale ou limite. Calculer la longueur d'onde limite pour la série de Balmer ?

4. Pourquoi seulement quatre lignes spectrales peuvent être observées dans la série de Balmer ? (Les transitions pour $n > 6$ existent également). Justifiez votre réponse mathématiquement.

5. Quel est le domaine spectral du spectre d'émission de l'hydrogène ?

6. Remplir le tableau 1.

n	$1/n^2$	Couleur	λ (nm)	ν (Hz)
3				
4				
5				
6				

7. Tracer le graphe $\nu = f(1/n^2)$.

8. A partir des mesures enregistrées, déduire la constante de Rydberg graphiquement.

9. Calcul l'erreur relative commise sur la mesure de la constante de Rydberg sachant que la valeur théorique est de 109737 cm^{-1}.

10. Calculer l'énergie des niveaux de l'atome d'hydrogène intervenant dans la série de Balmer en eV et en J.

11. Calculer la variation d'énergie (en J et en eV) des photons correspondants aux raies observées ($3 \rightarrow 2$, $4 \rightarrow 2$, $5 \rightarrow 2$ et $6 \rightarrow 2$).

12. Tracer $\Delta E = f(1/n^2)$. En déduire l'énergie E_1 du niveau fondamental.