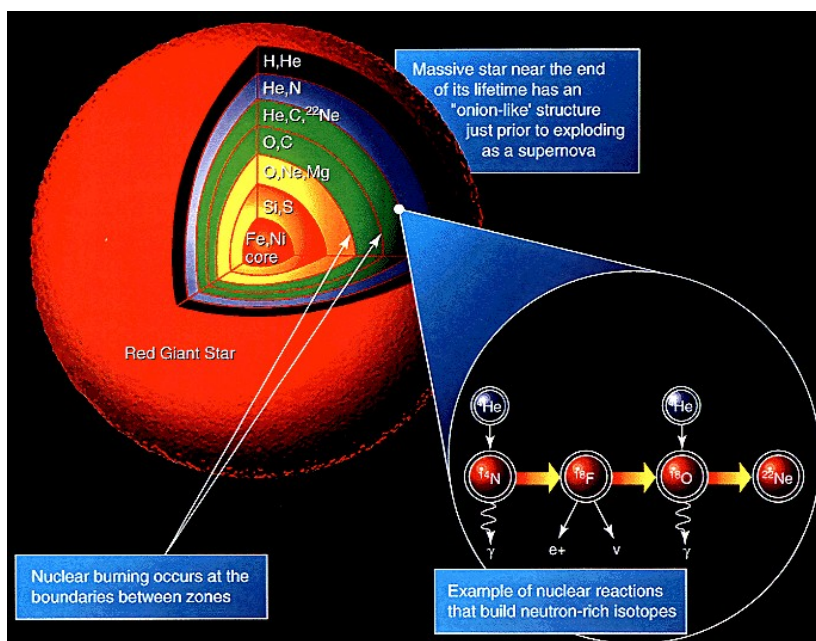
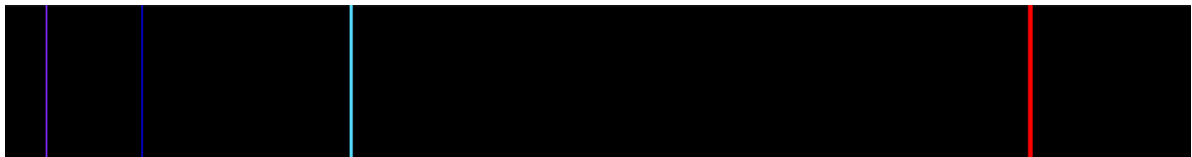


L1MP – L1DDMP

Architecture de la matière : de l'atome au solide

OLCH171

Travaux pratiques



A LIRE OBLIGATOIREMENT



CONDITIONS OBLIGATOIRES pour l'accès aux salles de TP

1. Blouse en coton et lunettes de protection.
Les agents et techniciennes ne prêtent ni blouse ni lunettes.
Tout(e) étudiant(e) sans cet équipement complet **ne sera pas admis(e)** dans la salle
2. Les cheveux longs attachés dans le dos, le foulard rangé dans la blouse
3. Manteaux et vestes accrochés au fond de la salle
4. Sacs à main et cartables déposés au fond de la salle

EN CAS D'ALARME INCENDIE

1. Ne pas paniquer
2. Arrêter le fonctionnement de tout appareil sur secteur
3. Prendre uniquement ses affaires précieuses (porte-feuille, portable,...)
4. Attendre l'ordre d'évacuation par l'enseignant(e)
5. Evacuer le bâtiment calmement et en ordre rangé sans courir
6. Aller au point de rassemblement le plus proche (parking) et nulle part ailleurs
7. Attendre l'ordre de réintégrer les locaux

DURANT LES EXPERIENCES

1. Travailler dans le calme et proprement
2. Interdiction de boire et manger dans les salles
3. Prendre soin du matériel et de la verrerie
4. **Signaler immédiatement toute casse** ou tout dysfonctionnement
5. Lire les fiches de sécurité des produits chimiques utilisés
6. Ne rien pipeter à la bouche
7. Les déchets liquides et solides ne sont pas des déchets ménagers (récupération)
8. En cas de blessure, rincer abondamment sous l'eau du robinet, prévenir l'enseignant(e)
9. La paillasse doit être aussi propre à la fin de la séance qu'à votre arrivée
10. La calculatrice scientifique possédant les fonctions statistiques (avec son manuel d'utilisation) et papier millimétré sont conseillés
11. Toute utilisation du PC en dehors de l'application dédiée à l'expérience sera sévèrement punie.

Le Responsable des TP, Septembre 2008

TRAVAUX PRATIQUES – UE OLCH171 - CONSIGNES

I LIEU DES TP ET RESPONSABLES**Les TP ont lieu au bâtiment 333 au 1^{er} étage**

Technicienne	Liliane Kourban	Poste : 55426	bâtiment : 333
Responsable des TP L1-L2	Liliane Kourban	Poste : 55522	bâtiment : 333
Responsable des TP OLCH171	Isabelle RAMADE	Poste : 53566	bâtiment : 301

II CONTRÔLE DES CONNAISSANCES EN TP : COMPTE-RENDU

Les manipulations de Travaux Pratiques sont obligatoires. En conséquence, **toute absence non justifiée à un TP entraîne la note zéro.** En cas d'absence prévisible et justifiée, l'étudiant, en accord avec l'enseignant, doit venir à une autre séance si possible (planning). Se présenter sans blouse ou lunettes de chimie entraîne la note zéro (étudiant non admis en salle de TP).¹

Les TP se font en binôme. Un compte-rendu (CR) par binôme² fait à la maison est remis à l'enseignant et sera noté : la moyenne des deux TP constitue la note "Contrôle Continu TP" (CC TP).

Suivant l'enseignant, un CR papier ou numérique peut être admis. Dans tous les cas le CR sera remis dans les conditions précisées par l'enseignant de TP (date, CR papier ou numérique : respecter alors les consignes de votre enseignant sur les modalités de remise du CR numérique -par mail probablement).

III OBJECTIFS DES TP

1) Acquérir des savoir-faire expérimentaux (la physique et la chimie sont des sciences expérimentales !) : développer une habileté manuelle permettant de manipuler de façon efficace et précise ; connaître le fonctionnement des appareils (ex. lampe Balmer et monochromateur) ; connaître quelques produits chimiques ; apprendre à choisir la verrerie adaptée aux expériences.

2) Sécurité

Prendre conscience des risques et s'en protéger : risques liés à la manipulation de certaines sources lumineuses (Lumière UV énergétique...) et de produits chimiques (savoir lire une étiquette, une fiche toxicologique...). Protection (lunettes, blouse).

3) Travailler en équipe (binôme) sur le plan expérimental et pour rédiger le compte-rendu ; utiliser le travail du groupe mutualisé pour effectuer une synthèse des résultats et communiquer des résultats. (En fin de séance, les résultats de tous les étudiants sont regroupés et discutés.)

4) Savoir traiter des données expérimentales et présenter des résultats en utilisant l'informatique (suite bureautique et/ou logiciel de traitement de données) : tableaux, graphes judicieusement choisis...

5) Aide à l'assimilation des concepts du cours et des TD...

¹ sauf pour le TP n°1 qui est un TP de physique (spectroscopie).

² sauf pour la partie « simulation » du TP 1 où les copies d'écran sont individuelles.

IV CONSEILS POUR LA RÉDACTION DES COMPTE-RENDUS DE TP

IV.1 Remarques préliminaires

Le compte-rendu de TP est un travail de rédaction, il faut donc l'écrire avec un langage correct et clair ; ce ne doit pas être une suite de notes. Le compte-rendu de TP n'est pas la reproduction du contenu du polycopié. Il faut utiliser les informations données dans le polycopié, les sélectionner et les adapter au compte-rendu pour mettre en évidence les étapes essentielles du raisonnement, de l'interprétation et de l'analyse. **Il faut également répondre à toutes les questions de compréhension et d'interprétation posées dans l'énoncé. Merci de respecter et consigner dans votre compte-rendu, les numérotations et titres des parties du TP et la numérotation des questions posées.**

Une figure doit pouvoir se lire et se comprendre seule. Elle doit donc contenir les informations utiles (titre, axe, légende, unités) qui la rendent compréhensible.

Les courbes (suffisamment annotées) sont mentionnées et commentées dans le compte rendu de TP avec, si possible, une interprétation physico-chimique.

IV.2 Structure d'un compte rendu de TP (pris en compte /barème)

En général, le compte rendu de TP comporte 3 parties :

- Une **introduction** d'une dizaine de ligne comportant :
 - Le sujet (sa thématique)
 - L'objectif du TP (ce que vous voulez montrer ou étudier)
 - L'annonce du plan de la partie résultats et discussion
 - La méthodologie de la manipulation

- Une **partie expériences/résultats et discussion.**

Si le TP comporte plusieurs parties, vous rédigez une sous-partie pour chaque point. Une partie se décompose en général comme suit :

- Une ou deux phrases qui décrivent ce que vous allez faire, ou étudier...
- La manière dont vous allez le faire (méthodologie de la manipulation)
- La présentation des résultats expérimentaux constitués de graphiques ou tableaux de mesures, numérotés, légendés clairement et mentionnés dans le compte rendu (par exemple : la figure 1 présente... ; les valeurs obtenues sont données dans le tableau 3...).
- Les incertitudes de mesure doivent accompagner tout résultat expérimental de mesure.
- Un commentaire sur la valeur
- Une interprétation
- La présentation de la partie suivante (ou annonce de la conclusion)
- Une **conclusion** qui comporte :
 - Un bref rappel de ce qui a été fait au cours de la séance de TP
 - Le rappel des principaux résultats avec valeur numérique, incertitude et une phrase de commentaire
 - Un avis personnel concernant le TP. Par exemple, si la méthode employée pour démontrer ce que vous voulez, vous semble bonne (cf incertitudes), quelles expériences supplémentaires pourriez-vous faire, etc...

IV.3 Incertitudes de mesure

!!!! Un résultat fourni sans incertitude n'a aucune valeur scientifique !!!!

Il est donc impératif de procéder à une évaluation de l'incertitude (indiquée par un appareil de mesure, ou par un calcul classique de propagation des incertitudes, ou par un calcul statistique lorsque le nombre de valeurs d'une même mesure est suffisant), puis d'indiquer correctement le résultat final de la mesure avec un nombre de chiffres significatifs cohérent par rapport à l'incertitude :

$$x(\text{attendue}) = x(\text{mesurée}) \pm \Delta x \text{ (unité)}$$

Exemples :

- Cas d'une mesure directe : le résultat est directement une valeur *mesurée* (i.e. lue sur un appareil de mesure ou sur un graphe)

Si l'incertitude de mesure est $\Delta x = 0,01$ (unité)

Si la mesure est $x = 1,58$ (unité)

Alors le résultat final est : $x = 1,58 \pm 0,01$ (unité)

- Cas d'une mesure indirecte : résultat *calculé* à partir d'une autre grandeur *mesurée*

L'incertitude est alors issue d'un calcul d'incertitude classique (ou d'une incertitude statistique, qui sera alors expliquée en séance).

Si ce calcul d'incertitude fournit $\Delta x = 0,03674$ alors il faut commencer par tronquer l'incertitude au maximum à 2 chiffres : $\Delta x = 0,036$

Le résultat est calculé à partir d'une grandeur mesurée.

Si ce résultat est $x = 0,78942$ (unité) il faut l'arrondir en tenant compte de l'incertitude : $x = 0,789$ (unité)

Alors le résultat final est : $x = 0,789 \pm 0,036$ (unité)

qu'on peut aussi exprimer : $x = (7,89 \pm 0,36) \cdot 10^{-1}$ (unité)

Pour aller plus loin, voir :

BALLY François-Xavier et BERROIR Jean-Marc. Incertitudes expérimentales. *Bulletin de l'Union des Physiciens*. Vol. 104 - Novembre 2010.

http://national.udppc.asso.fr/attachments/article/537/incertitudes_experimentales_bally_berroir.pdf

HIMBERT Marc. Unités, références, incertitudes pour les mesures. *in La pluridisciplinarité dans les enseignements scientifiques - Tome 2 : La place de l'expérience*. Actes de l'université d'été, du 9 au 13 juillet 2001, Cachan.

http://national.udppc.asso.fr/attachments/article/537/uescience_himbert_111926.pdf

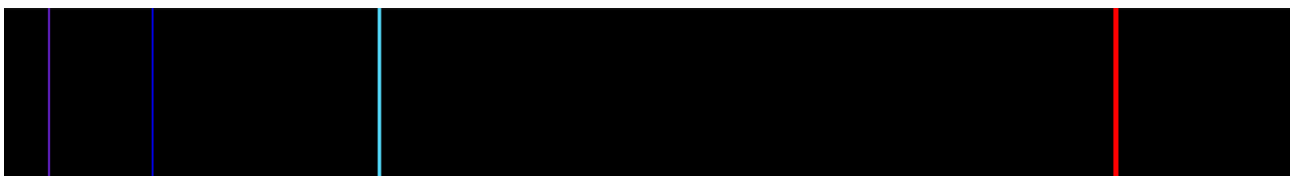
Document de référence (Bureau International des Poids et Mesures) de niveau professionnel (difficile) :

Évaluation des données de mesure — Guide pour l'expression de l'incertitude de mesure

https://www.bipm.org/utls/common/documents/jcgm/JCGM_100_2008_F.pdf

Architecture de la matière : de l'atome au solide

Travaux pratiques : **TP n°1** Spectroscopie (durée 2H)



TP1 : SPECTROSCOPIE OPTIQUE DE L'ATOME D'HYDROGENE

L'activité proposée se décompose en deux temps :

- Travail Expérimental (TE) : observation de sources de lumière (obligatoire, 2H)
- Travail sur Modèle (TM) : simulation du spectre d'émission de l'hydrogène (bonus)

OBJECTIFS :

Observer qualitativement différents phénomènes d'émission de lumière et appréhender les notions de spectres discrets et continus.

Etudier quantitativement les séries d'émission de l'atome d'hydrogène pour déterminer les niveaux d'énergie de celui-ci.

DOCUMENTS DISPONIBLES EN SALLE DE TP :

Notice d'emploi de la lampe Balmer ; reproduction des spectres d'émission de l'hydrogène atomique et de quelques gaz rares ; reproduction du spectre d'émission d'un tube d'éclairage ; tables des longueurs d'onde des radiations visibles émises par l'hydrogène atomique, l'oxygène atomique, le sodium, le mercure (attention, O I désigne par exemple l'atome d'oxygène et O II l'ion O^+) ; page de présentation du monochromateur.

TRAVAIL EXPERIMENTAL (DURÉE 2H, OBLIGATOIRE) : OBSERVATION DES SPECTRES DE RAIES ÉMIS PAR LES ATOMES

I PRÉSENTATION DU MATÉRIEL

Vous disposez pour ce travail de différentes sources de lumière, de différentes lampes dont la lampe à hydrogène dite « Balmer », d'une lunette d'observation à prisme (muni d'un système de visée) et d'un monochromateur.

Lunette de protection UV : pour les lampes à H et surtout à mercure

« Une courte exposition des yeux aux UV peut entraîner toutes sortes de manifestations regroupées sous le terme de « coup d'arc » (du larmolement à la conjonctivite) qui peuvent durer

24 heures. L'exposition répétée à de fortes doses d'UV peut entraîner une cataracte. » (source INRS)



Illustration 1: Lunette d'observation à prisme et à fente réglable

I.1 Lampe Balmer

Pour plus d'explications, on consultera la notice de la lampe.

La lampe Balmer est un tube à décharge contenant de la vapeur d'eau H_2O . La décharge électrique (1500 Volts, 50 mA) provoque la dissociation des molécules d'eau en atomes d'hydrogène H^* , en groupements hydroxyles HO^* et en atomes d'oxygène O^{**} . Les fragments ainsi obtenus ont également absorbé de l'énergie (ils ont été *excités*) : ils vont alors perdre cette énergie en émettant de la lumière.

I.2 Monochromateur (modèle H20 Jobin Yvon)

Un monochromateur est un instrument permettant, à partir d'un faisceau incident polychromatique, de sélectionner une radiation de longueur d'onde particulière. Le faisceau incident est diffracté par un réseau et un miroir permet de focaliser la radiation désirée sur la fente à travers laquelle l'observateur regarde la lumière émise. Un affichage de longueur d'onde solidaire de la position du réseau permet de connaître la longueur d'onde de la radiation observée.



Illustration 2: monochromateur

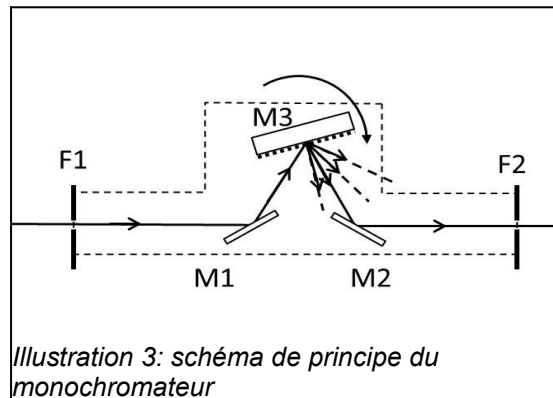


Illustration 3: schéma de principe du monochromateur

II MANIPULATIONS ET QUESTIONS

1. Observez la lumière du jour issue du Soleil à l'œil nu (**Attention ! Ne jamais regarder directement le Soleil ni à l'œil nu ni avec un appareil, même peu de temps !**), puis avec un prisme. Pour avoir une lumière suffisante, pointez le prisme vers l'extérieur (ciel).
 - a) Quelle est l'origine de la lumière du Soleil ? (on demande la source interne d'énergie du Soleil ainsi que la zone de production du rayonnement électromagnétique visible émis)³.
 - b) Comment qualifie-t-on la lumière qu'il émet ?
 - c) Caractérisez ce rayonnement.
2. Observez l'émission d'une lampe à mercure à l'aide d'un prisme (**Attention ! Émission d'UV : porter les lunettes de protection anti-UV prêtées par l'enseignant et ne pas regarder longtemps la lampe, juste jeter un coup d'œil**).
 - a) Quelle est la couleur globale de la lumière émise ?
 - b) Caractérisez le rayonnement émis par la lampe, perçu à l'aide du prisme.
 - c) Quelles couleurs observez-vous à l'aide du prisme ?
3. Observez l'émission du tube d'éclairage de la salle à l'œil nu puis avec un prisme.
 - a) Quelle est la couleur globale de la lumière émise ?
 - b) Caractérisez le rayonnement émis par le tube d'éclairage.
 - c) Observez-vous une différence entre le spectre de la lumière du soleil et celui du tube d'éclairage ?
 - d) Quel est le gaz contenu dans les tubes à éclairage qui est responsable, indirectement, de l'émission de lumière blanche ? Quel autre espèce contribue à l'émission ? (chercher sur Internet)

3 à chercher sur Internet

4. Observez rapidement l'émission de la lampe Balmer à l'œil nu (**ne pas la fixer trop longtemps, lunettes UV recommandées**), puis à l'aide d'un prisme et finalement avec un monochromateur.

- Quelle est la couleur perçue lorsque l'on observe la lampe à l'œil nu ?
- En se servant du prisme, que peut-on en déduire sur le rayonnement émis par la lampe ?
- Quelle est l'utilité du monochromateur ?
- Relevez les différentes longueurs d'onde émises par la lampe.

Présentez vos résultats sous forme d'un tableau⁴ comportant 8 colonnes : couleur de chaque raie observée, intensité de la raie (intense, moyenne, faible), longueur d'onde mesurée, espèce émettrice identifiée H ou O (cf tables fournies).

Puis complétez 2 autres colonnes, uniquement pour les raies émises par H : calcul de l'énergie de la transition en J puis en eV. Laisser les 2 dernières colonnes vides.

Evaluer l'incertitude de mesure des longueurs d'onde des raies (mesure effectuée au monochromateur) et en déduire l'incertitude sur l'énergie de la transition.

- Complétez le schéma suivant, selon vos observations et calculs, en précisant les domaines spectraux :

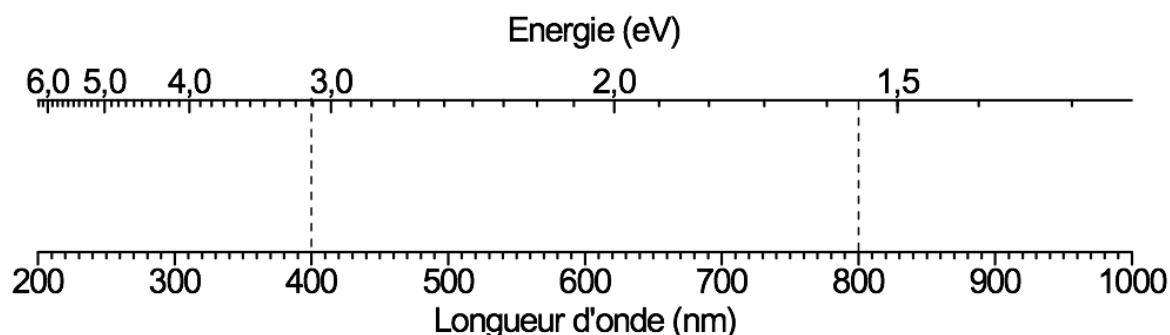


Illustration 4: Lampe Balmer : spectre de raies observé

5. Interprétation

- Qu'appelle-t-on une série d'émission ?
- Proposez un diagramme des **niveaux d'énergie de H** impliqués, en indiquant par des flèches les différentes transitions électroniques liées aux émissions observées.
- Compléter l'avant-dernière colonne de votre tableau en indiquant les nombres quantiques principaux n_j du niveau supérieur et n_i du niveau inférieur impliqués dans les transitions observées.

Compléter la dernière colonne de votre tableau en calculant les énergies mises en jeu dans les transitions observées, à l'aide du modèle théorique de l'atome d'hydrogène étudié en cours, et les comparer aux valeurs expérimentales des énergies de transition (en tenant compte des incertitudes expérimentales). Conclure.

Le Travail sur modèle (TM) va vous permettre de retrouver le diagramme des niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène permettant d'expliquer les raies observées dans le visible (ainsi que celles situées dans l'UV et l'IR).

⁴ qui peut être préparé à l'aide d'un tableur (en particulier pour le calcul de l'énergie de la raie) et imprimé ou inséré dans un fichier texte ; faire figurer à part les formules littérales pour le calcul des énergies, et pas seulement les résultats numériques.

TRAVAIL SUR MODÈLE (BONUS) : DÉTERMINATION DES NIVEAUX D'ÉNERGIE DE L'HYDROGÈNE ATOMIQUE
LA QUESTION

L'activité qui vous est proposée ici va vous guider dans l'élaboration d'un modèle simple de l'atome d'hydrogène, permettant, dans un premier temps, d'interpréter le spectre d'émission visible. Des hypothèses supplémentaires vous permettront d'affiner le modèle qui pourra alors être utilisé pour interpréter les phénomènes d'émission, d'absorption et d'ionisation. **Il s'agit de reproduire la démarche historique (spectres expérimentaux connus, mais sans le concept théorique de quantification des niveaux d'énergie de H).**

Un logiciel de modélisation (applet nommée BOHR) vous aidera dans cette élaboration. Il est en lien sur le cours CHIM101d sur la plateforme pédagogique.

Lorsqu'on provoque une décharge électrique dans une ampoule enfermant un gaz, celui-ci peut émettre de la lumière. La décomposition de cette lumière montre que son spectre est composé de raies fines ; l'exemple du spectre d'émission de la lampe Balmer est donné ci-après.

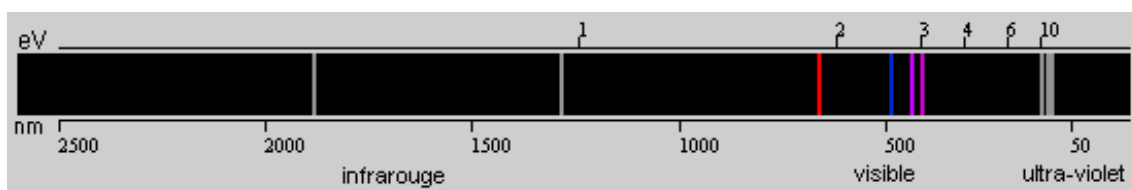


Illustration 5: Partie du spectre d'émission de H reconstitué avec deux échelles en correspondance : longueur d'onde (en nm) et énergie en électron-volts (eV) (les raies infrarouges et ultraviolettes sont invisibles à l'œil ; elles sont ici tracées en traits gris).

QUESTION : en admettant que les raies d'émission soient dues au fait que les niveaux d'énergie électroniques sont quantifiés, quels sont ces niveaux pour l'atome d'hydrogène ?

Ce travail de modélisation repose sur l'utilisation d'un logiciel « Bohr » qui vous permet de créer des niveaux d'énergie et des transitions. Attention, ce logiciel ne contient pas les niveaux d'énergie de H trouvés par le modèle de Bohr : ce sera à vous de reconstituer les « bons » niveaux.

I ACTIVITÉ 1 : FAIRE UN PREMIER DIAGRAMME D'ÉNERGIE

Cette première activité vise à vous familiariser avec le logiciel de modélisation.

I.1 Des énergies discrètes et des transitions

Le logiciel présente horizontalement dans sa partie supérieure une partie du spectre de l'hydrogène obtenu expérimentalement et dans sa partie centrale une zone, avec une échelle verticale, représentant l'énergie électronique de l'atome de H étudié ici.

Créez deux niveaux et une transition entre eux, convenablement choisis pour correspondre à une raie de couleur bleue. Observez pour cela l'apparition d'une raie dans

le spectre « calculé » (simulé) -placé sous le spectre expérimental fourni- ; la raie du spectre simulé doit coïncider avec une raie bleue du spectre expérimental.

I.1.a) A quoi correspond l'échelle verticale ? L'échelle horizontale ?

I.1.b) Reproduisez sur votre compte-rendu le schéma des niveaux d'énergie créés, et notez sur ce schéma la valeur des énergies des niveaux et de l'énergie de la transition. Vous pouvez également effectuer une copie d'écran, sauvegarder le fichier, pour l'inclure dans un compte-rendu numérique ou l'imprimer pour un compte-rendu papier .

I.2 L'énergie d'une radiation correspond à une différence de niveaux d'énergie.

Modifiez l'énergie d'un des deux niveaux et observez la modification de la longueur d'onde de la raie (de l'ultra-violet à l'infrarouge).

I.2.a) Lorsque la raie obtenue est de couleur rouge, relevez les valeurs de sa longueur d'onde, de l'énergie de la transition et des énergies des niveaux impliqués.

I.2.b) Vérifiez par le calcul que la raie affichée par le logiciel correspond bien à la différence d'énergie des niveaux correspondant à la transition. Pour cela, recalculez l'énergie de la transition ΔE à partir des énergies lues pour les niveaux, et la comparer à la valeur relevée au a).

II ACTIVITÉ 2 : VERS UN MODÈLE DE L'ATOME D'HYDROGÈNE

Cette seconde activité vise à vous aider à construire les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène.

II.1 Série d'émission dans le visible

Par définition, les raies d'une même série correspondent à des transitions vers un même niveau inférieur. Montrez que l'on peut trouver un tel ensemble de niveaux permettant de reproduire la partie située dans le "visible" – appelée série visible ou série de Balmer - du spectre d'émission de l'hydrogène. On placera le niveau d'arrivée entre -3 et -4 eV.

II.1.a) Vous ferez une copie d'écran de votre résultat (spectre simulé correctement dans le visible, et niveaux d'énergie placés), que vous sauvegarderez, imprimerez pour la joindre à votre compte-rendu (si CR papier) ou incluez dans votre CR numérique.

II.1.b) A partir des valeurs des énergies des niveaux, calculez les ΔE (eV) correspondant aux différentes transitions que vous avez créées (4 transitions dans le visible).

II.2 Formule de Balmer-Rydberg du spectre visible de l'hydrogène.

En 1885, Balmer a étudié le spectre visible de l'hydrogène qu'il interpréta de façon empirique par la formule suivante.

Relation de Balmer :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

avec $n = 3, 4, \dots$ et $R_H = 109\,677 \text{ cm}^{-1}$ (R_H constante de l'atome d'hydrogène ; ici dimension = celle d'un nombre d'onde) ($R_H(\text{eV}) = 13,6 \text{ eV}$)

II.2.a) Pour différentes valeurs de n ($n=3$ à 6), calculer ΔE . Observez-vous un accord avec les valeurs calculées à la question précédente ?

II.2.b) Le fait d'avoir reproduit le spectre d'émission implique-t-il que les niveaux d'énergie soient fixés ? Justifiez la réponse.

II.3 Série d'émission dans l'infrarouge

Avec ce premier ensemble de niveaux, en créant de nouvelles transitions, reproduisez la première série infrarouge du spectre d'émission de l'hydrogène (sans créer de nouveaux niveaux d'énergie).

II.4 Série d'émission dans l'ultraviolet

Il n'est pas possible de retrouver la série ultraviolette (Lyman) complète sans ajouter un niveau supplémentaire. Complétez alors le diagramme avec un tel niveau, pour retrouver cette série.

II.4.a) Vous effectuerez une copie d'écran de votre diagramme d'énergie (qui comporte maintenant les niveaux impliqués dans les séries visible, IR et UV), que vous sauvegarderez sous forme de fichier image à inclure dans votre compte-rendu numérique ou imprimerez en cas de compte-rendu papier).

II.4.b) Le fait d'avoir reproduit l'intégralité du spectre d'émission implique-t-il que les niveaux d'énergie soient fixés ? Que faudrait-il pour cela ?

II.5 Le modèle théorique de Bohr

L'idée de Bohr, vers 1913, a été la suivante : si la lumière est émise avec des longueurs d'onde précises, c'est que les changements d'énergie de l'atome ne sont pas quelconques mais au contraire bien définis, *comme s'il y avait des niveaux d'énergie eux-mêmes bien définis dans l'atome...* L'énergie de l'atome est alors dite *quantifiée*.

La perte d'énergie de l'atome passant d'un niveau supérieur à un niveau inférieur doit par conséquent correspondre à l'énergie d'un rayonnement émis de longueur d'onde déterminée.

Bohr montre alors que les énergies E_n des niveaux électroniques de l'atome d'hydrogène suivent une relation du type :

$$E_n = -R_H \frac{1}{n^2}$$

avec R_H constante de l'atome d'Hydrogène (ici R_H est en unités d'énergie = constante de Rydberg, $R_y = 13,6$ eV)

Une émission correspond à une transition entre un état initial (n_i) et un état final (n_f).

II.5.a) A partir de la relation de Bohr, exprimez la variation d'énergie associée à une telle transition. Quel lien pouvez-vous faire entre cette relation et celle de Balmer-Rydberg ? Expliquez.

II.5.b) Calculez l'énergie du niveau fondamental de l'atome d'hydrogène à l'aide de la formule de Bohr. A quoi peut vous servir cette valeur pour déterminer le vrai diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène ?

CONCLUSION

- 1) *L'observation du spectre d'émission de l'hydrogène permet-elle d'établir les niveaux d'énergie de l'hydrogène ?*
- 2) *Inversement, la connaissance des niveaux d'énergie de l'hydrogène permet-elle de prévoir l'énergie des raies d'émission ?*

MODE D'EMPLOI DE L'APPLIQUETTE BOHR

Lancement de l'appliquette

Se connecter sur l'ancien serveur formation (=Dokeos) <http://formation.u-psud.fr>

Se connecter ensuite sur le cours CHIM101d : [l'appliquette Bohr est en lien direct sur la page d'accueil du cours.](#)

Vous trouverez aussi dans le dossier Documents>Travaux Pratiques, des documents pertinents pour les TP.

Choisir l'atome émetteur

Dans le menu déroulant en haut à gauche, vous avez le choix entre H et He.
Choisissez H.

Manipuler les niveaux

Sélectionner un niveau = Click bouton gauche

Sélectionner plusieurs niveaux = MAJ + Click bouton gauche

Déplacement d'un niveau forte amplitude = Sélection partie gauche de l'échelle (apparition poignée jaune + niveau en pointillé) + déplacement souris

Déplacement d'un niveau moyenne amplitude (~ 0.5 eV) = Sélection + MAJ + flèche

Déplacement d'un niveau faible amplitude (~ 0.005 eV) = Sélection + flèche

Déplacement de plusieurs niveaux = Sélection multiple + déplacement

Suppression d'un niveau = Sélectionner le niveau partie gauche de l'échelle + click bouton ci-contre.



Manipuler les raies du spectre simulé

Créer une raie = sélectionner les deux niveaux entre lesquels se fera la transition donnant la raie ; les niveaux sélectionnés sont rouges. La transition est symbolisée par une flèche et la raie correspondante apparaît sur le spectre simulé.

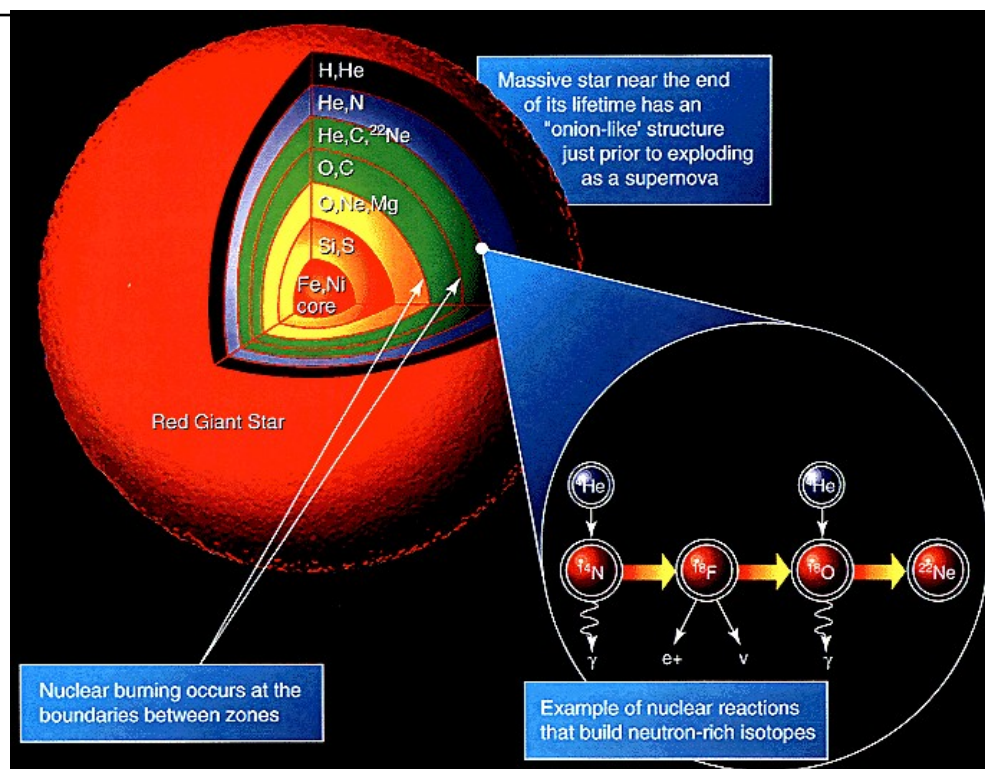
Sélectionner une raie = Sélectionner la flèche correspondante par click bouton gauche

Désélectionner une raie = appuyer sur la barre Espace (parfois utiliser la combinaison barre Espace puis sélection de la flèche plusieurs fois)

Supprimer une raie = Sélectionner puis déplacer la flèche correspondante à droite de l'échelle.

Architecture de la matière : de l'atome au solide

Travaux pratiques : **TP n°2** Classification périodique et propriétés des éléments



TP2 : CLASSIFICATION PÉRIODIQUE ET PROPRIÉTÉS DES ÉLÉMENTS

Le TP se décompose en deux séries de manipulations :

- Expériences de combustions d'alcalins et d'éléments de la troisième période
- Expériences en tubes à essai sur la « réactivité » des halogènes (redox, solubilité)

OBJECTIF :

Le but de ce TP est de mettre en évidence la périodicité des propriétés physiques et chimiques au sein de la classification périodique : ces propriétés manifestent des analogies au sein d'une même colonne (illustration avec les colonnes 1 des métaux alcalins et 17 des halogènes) et évoluent au sein d'une période (illustration avec la combustion de quelques éléments de la 3^{ème} période).

TRAVAIL EXPERIMENTAL (DURÉE 2H)

I LA TROISIÈME PÉRIODE : COMBUSTIONS ET CLASSEMENT MÉTAUX / NON MÉTAUX

Tableau périodique des éléments

I

II

III

IV

V

VI

VII

VIII

1
H
Hydrogène

3
Li
Lithium

11
Na
Sodium

19
K
Potassium

37
Rb
Rubidium

55
Cs
Césium

87
Fr
Francium

4
Be
Béryllium

12
Mg
Magnésium

20
Ca
Calcium

38
Sr
Strontium

56
Ba
Baryum

88
Ra
Radium

21
Sc
Scandium

39
Y
Yttrium

57-71
La-Lu
Lanthanoïdes

89-103
Ac-Lr
Actinoïdes

22
Ti
Titane

40
Zr
Zirconium

72
Hf
Hafnium

104
Rf
Rutherfordium

23
V
Vanadium

41
Nb
Niobium

73
Ta
Tungstène

105
Db
Dubnium

24
Cr
Chrome

42
Mo
Molybdène

74
W
Tungstène

106
Sg
Seaborgium

25
Mn
Manganèse

43
Tc
Technétium

75
Re
Rhenium

107
Bh
Bohrium

26
Fe
Fer

44
Ru
Ruthénium

76
Os
Osmium

108
Hs
Hassium

27
Co
Cobalt

45
Rh
Rhodium

77
Ir
Iridium

109
Mt
Meitnerium

28
Ni
Nickel

46
Pd
Paladium

78
Pt
Platine

110
Uun
Ununium

29
Cu
Cuivre

47
Ag
Argent

79
Au
Or

111
Uuu
Ununium

30
Zn
Zinc

48
Cd
Cadmium

80
Hg
Mercure

112
Uub
Unbium

31
Ga
Gallium

49
In
Indium

81
Tl
Thallium

32
Ge
Germanium

50
Sn
Étain

82
Pb
Plomb

33
As
Arsenic

51
Sb
Antimoine

83
Bi
Bismuth

34
Se
Sélénium

52
Te
Tellure

84
Po
Polonium

35
Br
Brome

53
I
Iode

85
At
Astat

36
Kr
Krypton

54
Xe
Xénon

86
Rn
Radon

57
La
Lanthane

89
Ac
Actinium

58
Ce
Cérium

90
Th
Thorium

59
Pr
Praseodyme

91
Pa
Protactinium

60
Nd
Néodyme

92
U
Uranium

61
Pm
Prométhée

93
Np
Neptunium

62
Sm
Samarium

94
Pu
Plutonium

63
Eu
Europium

95
Am
Americium

64
Gd
Gadolinium

96
Cm
Curium

65
Tb
Terbium

97
Bk
Berkélium

66
Dy
Dysprosium

98
Cf
Californium

67
Ho
Holmium

99
Es
Einsteinium

68
Er
Erbium

100
Fm
Fermium

69
Tm
Thulium

101
Md
Mendelevium

70
Yb
Ytterbium

102
No
Nobelium

71
Lu
Lutécium

103
Lr
Lawrencium

Légende

= métaux

= non-métaux

= métalloïdes

Les éléments de la classification périodique peuvent être répartis en deux grandes classes : les métaux et les non-métaux. (« Élément » doit ici être compris au sens de « corps simple de cet élément », i.e. corps constitué uniquement de cet élément).

Les **métaux** se caractérisent par leur éclat particulier, leur facilité de mise en forme, leur bonne conductivité électrique et thermique. Les trois quarts des éléments sont des métaux. Ils sont tous (à l'exception du mercure) solides à la température ambiante.

Les **non métaux** ont des propriétés plus variées que les métaux. La moitié d'entre eux sont, pris à l'état pur en conditions de pression et température ambiante, des gaz, les autres des solides (à l'exception du brome, qui est liquide à 20°C). Les non métaux sont mauvais conducteurs de l'électricité et de la chaleur, et ne sont pas faciles à mettre en forme (en feuille ou en fil).

Dans le tableau périodique, métaux et non-métaux occupent une place bien précise : les métaux à gauche, les non-métaux dans le haut à droite.

Certains éléments comme B, Si, Ge, Sb... ont des propriétés intermédiaires entre

métaux et non-métaux et sont qualifiés de **semi-métaux** ou de **métalloïdes**.

Lorsque l'on procède à la **combustion** d'un élément chimique, on réalise en fait l'**oxydation** de cet élément (le combustible), et le dioxygène de l'air (le comburant) subit lui une réduction : c'est une **réaction d'oxydoréduction** -caractérisée par un transfert d'électrons entre l'oxydant, espèce qui capte les électrons et le réducteur, espèce qui fournit les électrons. **Une équation de combustion s'écrit donc : $xM + yO_2 \rightarrow M_xO_{2y}$.**

Historiquement, le caractère acide ou basique des oxydes formés par combustion a été utilisé pour définir métaux et non-métaux : **les métaux** furent définis comme des corps purs qui, par combustion avec le dioxygène, conduisent à des **oxydes basiques**. **Les non-métaux** donnent des **oxydes acides**. Un oxyde est dit acide si, lors de sa dissolution dans l'eau, il fixe des molécules d'eau et libère des protons (H^+) ou plutôt des ions oxonium (H_3O^+). Un oxyde est dit basique s'il libère des ions hydroxyde (HO^-).

On se propose de réaliser la combustion de différents éléments de la troisième période dans le dioxygène. Pour chaque combustion réalisée, vous déterminerez, à l'aide d'un indicateur coloré, le caractère acide ou basique de l'oxyde obtenu.

Zones de virage des indicateurs colorés utilisés au cours du TP :

Indicateur coloré	« Teinte acide »	Zone de virage	« Teinte basique »
Hélianthine	rouge	3,0 - 4,4	jaune
Phénolphtaléine	incolore	8,2 - 10,0	rose

Eléments de la troisième période :

$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
$3s^1$	$3s^2$	$3s^23p^1$	$3s^23p^2$	$3s^23p^3$	$3s^23p^4$	$3s^23p^5$	$3s^23p^6$

Oxydes formés par combustion dans l'oxygène :

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	$_{18}Ar$
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_2	/	/

1) Sodium :

En raison de la très grande réactivité des alcalins (colonne 1) (cf. partie I.B.) avec l'air et l'eau, on les conserve dans de l'huile. La manipulation du sodium étant donc très dangereuse, la combustion de celui-ci ne sera pas réalisée en TP.

Description de l'expérience : du sodium brûlé dans le dioxygène forme une poudre blanche qui dissout dans l'eau et quelques gouttes de phénolphtaléine donne une coloration rose.



Illustration 6: sodium.

2) Le Magnésium :

Le magnésium appartient à la **famille des alcalino-terreux** (colonne 2), qui porte ce nom car ses éléments



Illustration 7: magnésium

entrent dans la composition de nombreuses roches et qu'ils sont proches des alcalins.

Expérience :

- Tenir avec une pince un morceau de ruban de Mg (5 cm) et l'enflammer au bec bunsen. Attention, le magnésium brûle avec une flamme très vive⁵
- Le placer dans le récipient métallique prévu à cet effet
- Après la combustion, introduire de l'eau permutée et agiter pour dissoudre partiellement la poudre blanche d'oxyde de magnésium. Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine.



Il y a danger à regarder brûler du magnésium : mettre des lunettes anti-UV et éviter de regarder la lumière très vive de la flamme !

3) L'Aluminium :

L'oxyde d'aluminium (alumine) Al_2O_3 formé lors de la combustion n'est pas soluble (ou très peu) en solution aqueuse. Cet oxyde est dit amphotère car il présente à la fois un caractère acide et un caractère basique. La combustion de l'aluminium ne sera pas réalisée en TP.



Illustration 8: aluminium.

4) Le Silicium :

Le silicium appartient à la **famille des carbonides**. Le nom silicium dérive du latin *silicis* qui signifie caillou ou silex. Il est utilisé depuis très longtemps sous forme d'oxyde de silicium amorphe (silice ou SiO_2) comme composant essentiel du verre. Il a également une utilité primordiale en électronique car c'est le semiconducteur à la base des jonctions p-n, donc des transistors, donc des microprocesseurs.



Illustration 9: silicium.

Aucune combustion du silicium n'est observée dans le dioxygène. En revanche, on peut substituer cet élément avec le **carbone** qui appartient à la même famille et possède donc des propriétés, au moins chimiquement, comparables.



Illustration 11: formes cristallines du carbone : graphite et diamant.



Illustration 10: microprocesseurs gravés sur une plaque de silicium.

Expérience (à réaliser avec du carbone : ici, du charbon de bois) :

- Tenir avec une pince un morceau de charbon et l'enflammer au bec bunsen.
- Introduire rapidement le morceau enflammé dans un flacon préalablement

5 Historiquement, les premiers flashes photographiques créés en 1887 utilisaient la lumière intense produite par la combustion du magnésium.

- rempli de dioxygène.
- Ajouter quelques gouttes d'hélianthine dans le flacon.

5) Le Phosphore :

Le phosphore (**famille des azotides**) se présente sous plusieurs formes moléculaires de couleurs différentes : blanc (jaune) de formule $P_{4(s)}$, rouge (polymérique), violet, noir. Le phosphore blanc est très réactif et pyrophore (s'enflamme spontanément au contact de l'air), c'est pourquoi on le conserve généralement dans l'eau (il y est insoluble). Il est extrêmement toxique : il s'attaque aux tissus. **Le phosphore ne sera donc pas manipulé en TP !!!**



Illustration 12: Phosphore blanc ; phosphore rouge ; phosphore violet.



Illustration 13:
Phosphore
blanc : P_4

Description de l'expérience : La combustion du phosphore blanc est très lumineuse dans l'air (d'où son nom : phosphorescent⁶) et le devient davantage avec le dioxygène. L'oxyde formé, de formule P_4O_{10} , est très irritant. Une solution aqueuse d'hélianthine introduite après combustion du phosphore dans le flacon donne une coloration rouge.

6) Le Soufre :

Le soufre appartient à la **famille des chalcogènes** (« qui engendre le cuivre »). En effet, le cuivre, largement exploité par l'homme (outils, armes), a pour principaux minerais des dérivés de l'oxygène, du soufre, du sélénium et du tellure.

Le soufre a pour formule moléculaire la plus stable $S_{8(s)}$. Il se présente dans la nature sous forme de cristaux jaunes ou de poudre jaune (ex. à proximité des volcans). Sublimé et donc très pur, il est nommé « fleur de soufre ». Le soufre est entre autres utilisé comme traitement phytosanitaire des végétaux contre des champignons - par exemple sur la vigne, contre l'oïdium.



Illustration 14: soufre.

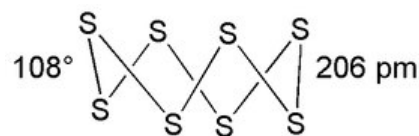


Illustration 15: Molécule la plus
stable du soufre : S_8

Expérience :

- Placer un peu de soufre dans un creuset.
- L'enflammer avec un bec bunsen puis le placer immédiatement dans le flacon de dioxygène.

6 Le phénomène relève en fait de la chimiluminescence : luminescence résultant d'une réaction chimique. Ici, l'oxydation du phosphore à l'air produit des composés instables (HPO , P_2O_2 ...) dans un état excité, qui émettent de la lumière en se désexcitant.

- Après la combustion, boucher et agiter efficacement le flacon.
- Introduire quelques gouttes d'hélianthine.

7) Le Chlore :

Le chlore appartient à la **famille des halogènes**. Le chlore se présente sous forme de dichlore $\text{Cl}_2(\text{g})$ de couleur jaune-vert, gazeux dans les conditions ordinaires de température et de pression. Il est toxique par inhalation.

Le dichlore ne donne pas de réaction de combustion avec l'oxygène. Cependant, il peut se comporter comme l'oxygène et joue alors le rôle de comburant (oxydant) dans de nombreuses réactions de combustions.

Ainsi, on peut faire brûler dans du dichlore le sodium, l'aluminium, le fer...



Illustration 16:
chlore $\text{Cl}_{2(\text{g})}$

8) L'Argon :

L'argon appartient à la **famille des gaz rares ou inertes**, qui sont des gaz monoatomiques. Malgré le nom générique de cette famille (rare), l'argon (sur Terre) n'est pas à proprement parler un gaz « rare » : il figure, derrière le diazote et le dioxygène, au troisième rang d'importance des constituants de l'atmosphère terrestre (0,94 % en volume d'air sec). Par contre, comme tous les éléments de la colonne 18, c'est un gaz absolument inerte, il n'y a donc bien évidemment aucune expérience à réaliser sur lui.

Questions : pour chacun des 3 éléments étudiés expérimentalement (Mg, C, S) :

Inclure dans le compte-rendu, si possible, les photographies des phénomènes observés, dûment légendées.

- 1) *Décrire précisément les phénomènes observés lors de la combustion.*
- 2) *Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion en précisant en indice l'état physique des réactifs et du produit (solide, liquide, gaz).*
- 3) *En utilisant les résultats des tests d'acido-basicité, que vous décrierez précisément, conclure sur le caractère acide ou basique de l'oxyde formé par combustion de l'élément.*
- 4) *Ecrire la réaction de dissolution dans l'eau des oxydes formés, et les réactions acide-base éventuelles suivantes, en précisant l'état physique des réactifs et des produits (solide, liquide, gaz, dissous/aqueux).*
- 5) *En déduire si l'élément est considéré comme 'métal' ou 'non métal'.*

Conclusion et question :

En utilisant l'ensemble des informations acquises (celles données dans le fascicule et celles obtenues lors des expériences), indiquer comment le caractère acido-basique des oxydes formés lors de la combustion des éléments de la troisième période évolue le long de la période de la gauche vers la droite. Justifier.

Pour aller plus loin : définition actuelle des métaux

- Un métal est un solide cristallin possédant des propriétés physiques particulières :
- Propriétés électriques :

- bonne conduction électrique et thermique
- résistivité qui augmente avec la température
- Propriétés optiques :
 - bonne conduction électrique et thermique
 - résistivité qui augmente avec la température
 - éclat, pouvoir réflecteur
- Propriétés mécaniques :
 - malléables : obtention de feuillets par laminage
 - ductiles : possibilité de faire des fils
- Propriétés chimiques :
 - réagit avec les acides (effervescence) car les métaux sont de bons réducteurs⁷ (l'ion oxonium H_3O^+ des acides est réduit en dihydrogène H_2 par les métaux)

Les métaux et les non métaux occupent une place bien précise dans la classification périodique des éléments. Les éléments qui se trouvent sur la frontière entre les deux domaines ont des comportements intermédiaires entre les corps simples métalliques et les non métaux. Ils sont qualifiés de métalloïdes.

Question : le caractère métallique que l'on peut déduire avec la définition historique se retrouve-t-il avec la définition actuelle des métaux ?

Tableau périodique des éléments

I

II

Légende

= métaux
 = non-métaux
 = métalloïdes

III

IV

V

VI

VII

VIII

1 H Hydrogène																	2 He Hélium						
3 Li Lithium	4 Be Béryllium																	5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluor	10 Ne Neon
11 Na Sodium	12 Mg Magnésium																	13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore	18 Ar Argon
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titane	23 V Vanadium	24 Cr Chrome	25 Mn Manganèse	26 Fe Fer	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Cuivre	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome	36 Kr Krypton						
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdène	43 Tc Technétium	44 Ru Ruthénium	45 Rh Rhodium	46 Pd Paladium	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode	54 Xe Xénon						
55 Cs Césium	56 Ba Baryum	57-71 La-Lu Lanthanoïdes	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantale	74 W Tungstène	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platine	79 Au Or	80 Hg Mercure	81 Tl Thallium	82 Pb Plomb	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon						
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89-103 Ac-Lr Actinoïdes	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Uu Ununium	112 Uub Unbium												
57 La Lanthane	58 Ce Cérium	59 Pr Praseodyme	60 Nd Néodyme	61 Pm Prométhée	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutécium									
89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Américium	96 Cm Curium	97 Bk Berkélium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium									

- 7 Le pouvoir réducteur est plus ou moins bon suivant le métal : maximal pour les alcalins, il décroît de gauche à droite et de bas en haut (tendances globales). Certains métaux - or, argent, platine - sont de très mauvais réducteurs : ils ne sont pas aisément oxydables, d'où le terme « métaux nobles », autrement dit, des métaux qui ne s'altèrent pas.

II LA PREMIÈRE COLONNE : LES ALCALINS. TEST DE FLAMME.

Tableau périodique des éléments

I

1 H Hydrogène
3 Li Lithium
11 Na Sodium
19 K Potassium
37 Rb Rubidium
55 Cs Césium
87 Fr Francium

II

4 Be Béryllium
12 Mg Magnésium
20 Ca Calcium
38 Sr Strontium
56 Ba Baryum
88 Ra Radium

Légende

= métaux
 = non-métaux
 = métalloïdes

VIII

2 He Hélium
10 Ne Neon
18 Ar Argon
36 Kr Krypton
54 Xe Xénon
86 Rn Radon

5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluor
13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore
31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome
49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode
81 Tl Thallium	82 Pb Plomb	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatin

23 V Vanadium	24 Cr Chrome	25 Mn Manganèse	26 Fe Fer	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Cuivre	30 Zn Zinc
41 Nb Niobium	42 Mo Molybdène	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthénium	45 Rh Rhodium	46 Pd Paladium	47 Ag Argent	48 Cd Cadmium
73 Ta Tungstène	74 W Tungstène	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platine	79 Au Or	80 Hg Mercure
105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Uun Ununium	111 Uuu Ununium	112 Uub Unbibium

57 La Lanthane	58 Ce Cérium	59 Pr Praseodyme	60 Nd Néodyme	61 Pm Prométhée	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutétium
89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkélium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

Les éléments de la première colonne constituent la **famille des alcalins** (*al kali* = cendres (en arabe) => les alcalis = les bases). Ils ont tous sur leur couche externe un seul électron 's'. Cette propriété conduit à un comportement chimique semblable : ces éléments sont spécifiquement des métaux malléables, monovalents, très réactifs car très réducteurs (ils s'enflamment au contact de l'eau).

Dans le test à la flamme, les atomes ou ions des éléments alcalins sont excités à un niveau d'énergie supérieure. **Dans le cas des alcalins, la désexcitation radiative se manifeste par une coloration de la flamme.**

On se propose de réaliser le test de la flamme sur trois sels d'alcalins afin de corréler couleur de flamme et diagramme d'énergie des alcalins.

Expérience :

- Vaporiser dans la flamme d'un chalumeau, successivement, les trois solutions de chlorures d'alcalins : LiCl, NaCl, KCl, tous dissous dans du méthanol qui a la propriété de brûler avec une flamme incolore.



Attention au retour de flamme lorsque l'on enflamme un alcool !

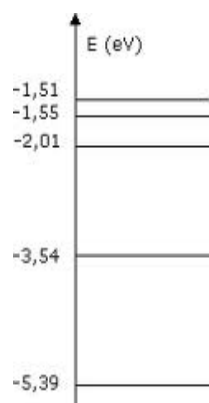


Diagramme d'énergie électronique du lithium

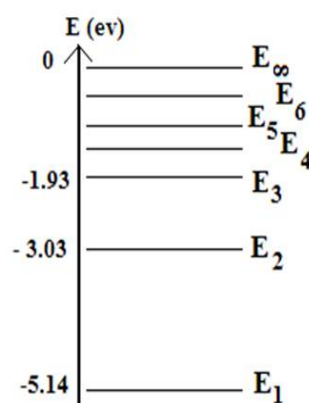


Diagramme d'énergie électronique du sodium

Questions :

Inclure si possible dans le compte-rendu les photos des expériences, dûment légendées.

1) Décrire les phénomènes observés. Evaluer la valeur de la longueur d'onde majoritaire dans l'émission, d'après la couleur de flamme.

2) Montrer pour Li et Na que l'on peut expliquer la couleur de la flamme grâce aux niveaux d'énergie : pour cela calculer une ou plusieurs longueurs d'onde à partir de ces niveaux et les comparer à la longueur d'onde évaluée au 1).

3) Justifier alors la couleur de la flamme pour KCl en prévoyant le domaine de longueur d'onde attendu par rapport à Li et Na (attention le raisonnement ne fonctionne plus au-delà de K).

4) Quelle propriété commune des alcalins a-t-on mise en évidence ? Citer une utilisation.

5) Historiquement, les bases étaient nommées *alkalis* (de l'arabe *al-qali*), puis *alcalis*⁸. Les *alcalis* dits « fixes » étaient des carbonates ou des hydroxydes de sodium ou de potassium. Les « *alcalis minéraux* » étaient issus de dépôts minéraux et les « *alcalis végétaux* » issus des cendres de végétaux (ex. bois). Une manière d'identifier l'origine d'un alcali était un test de flamme : les *alcalis minéraux* donnaient une flamme jaune-orangé alors que la plupart des *alcalis végétaux* donnaient une flamme violette.

- Donner la formule de ces quatre bases.

- Identifier les carbonates dont chaque alcali était composé compte-tenu du test de flamme.

- Contrairement au bois, les *alcalis* de plantes maritimes brûlent avec une couleur jaune-orangé. Quelle(s) base(s) contiennent-elles ? Ces plantes étaient récoltées pour obtenir ces *alcalis* utilisés pour la fabrication de savon dans les régions maritimes.



Illustration 18: cendre de bois.



Illustration 17: soude maritime

8 d'où le terme métaux alcalins : dont le cation est celui des alcalis.

III RÉACTIVITÉ CHIMIQUE DES HALOGÈNES (COLONNE VII A = 17^E COLONNE)

Tableau périodique des éléments

I

1 H Hydrogène
3 Li Lithium
11 Na Sodium
19 K Potassium
37 Rb Rubidium
55 Cs Césium
87 Fr Francium

II

4 Be Béryllium
12 Mg Magnésium
20 Ca Calcium
38 Sr Strontium
56 Ba Baryum
88 Ra Radium

Légende

	= métaux
	= non-métaux
	= métalloïdes

VIII

2 He Hélium
10 Ne Neon
18 Ar Argon
36 Kr Krypton
54 Xe Xénon
86 Rn Radon

5 B Bore	6 C Carbone	7 N Azote	8 O Oxygène	9 F Fluor	10 Ne Neon
13 Al Aluminium	14 Si Silicium	15 P Phosphore	16 S Soufre	17 Cl Chlore	18 Ar Argon
31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Sélénium	35 Br Brome	36 Kr Krypton
49 In Indium	50 Sn Étain	51 Sb Antimoine	52 Te Tellure	53 I Iode	54 Xe Xénon
81 Tl Thallium	82 Pb Plomb	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
113 Nh Nihonium	114 Fl Flerovium	115 Mc Moscovium	116 Lv Livermorium	117 Ts Tennessine	118 Og Oganesson

57 La Lanthane	58 Ce Cérium	59 Pr Praseodyme	60 Nd Néodyme	61 Pm Prométhium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutétium
89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkélium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

La 17^e colonne correspond aux halogènes (en grec, halo = sel et gene = créateur) :

9F	17Cl	35Br	53I	85At
Fluor	Chlore	Brome	Iode	Astate
2s ² 2p ⁵	3s ² 3p ⁵	4s ² 4p ⁵	5s ² 5p ⁵	6s ² 6p ⁵

Tous ces éléments :

- ont le même nombre d'électrons de valence : 7
- forment des molécules diatomiques X₂
- **sont de très bons oxydants puisqu'ils captent facilement un électron pour saturer leur couche externe ; ils forment ainsi les couples X₂/X⁻.**

Les dihalogènes, les sels et molécules halogénés sont largement utilisés : lampes halogènes, désinfection domestique et médicale (eau de Javel NaClO, Dakin), désinfection de l'eau potable et des piscines (Cl₂, HClO) et spas (molécules bromées), fluoropolymères (Téflon, revêtement de poêles à frire), chloropolymères (PVC), HFC (Hydrofluorocarbones) employés pour la réfrigération, les aérosols, les mousses isolantes, mais qui en s'échappant dans l'atmosphère, favorisent l'effet de serre.

III.1 Propriétés d'oxydo-réduction des halogènes

On se propose de mettre en évidence le caractère oxydant des dihalogènes X₂ et d'étudier comment cette propriété évolue dans la colonne.

1) Expérience préliminaire :



Le dibrome est un liquide toxique, lorsqu'il est en solution il est aussi appelé « eau de brome ». L'eau de brome et les vapeurs de dibrome sont très

toxiques par inhalation et provoquent de graves brûlures : il est donc impératif de porter des gants, des lunettes de protection et de manipuler sous la hotte ventilée. Pour la manipulation de dibrome, prévoir un cristalliseur de thiosulfate de sodium, afin d'y plonger tout ustensile ayant servi à le prélever, et de neutraliser le dibrome par une réaction d'oxydo-réduction.

Expérience :

- Dans un tube à essai, verser quelques mL d'eau iodée et autant de cyclohexane. Agiter. Laisser décanter ;
- Répéter la même expérience avec de l'eau de brome.

Le cyclohexane, un solvant organique, n'est pas miscible dans l'eau : on observe donc deux phases séparées dans les tubes à essais. Le cyclohexane dissout bien les espèces non chargées comme le diiode et le dibrome. Les dihalogènes étant beaucoup plus solubles dans le cyclohexane que dans l'eau, ils se retrouvent dans la phase organique. **Ils prennent alors une couleur caractéristique qui permet de les identifier.**

Questions :

Inclure si possible dans le compte-rendu les photos des expériences, dûment légendées.

- 1) *Que vaut la densité de l'eau? Que vaut celle du cyclohexane ? En déduire si le cyclohexane est au-dessous ou au-dessus de l'eau.*
- 2) *Pour les deux expériences, reporter dans un tableau la couleur des dihalogènes dans les deux solvants.*

Donnée : masse volumique du cyclohexane $\rho = 0,7786 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

2) Action de l'eau iodée sur les halogénures :

Expérience :

- Dans 3 tubes à essais (1), (2) et (3), introduire quelques mL de solution aqueuse de KCl, KBr et KI
- Ajouter quelques gouttes d'eau iodée dans chacun des tubes
- Agiter légèrement, **noter les colorations de chacun des tubes**
- Introduire la même quantité de cyclohexane dans chacun des tubes et agiter, **noter les colorations de chaque phase.**

3) Action de l'eau de brome sur les halogénures :

Expérience :

- Dans 3 tubes à essais (4), (5) et (6), introduire quelques mL de solution aqueuse de KCl, KBr et KI
- Ajouter quelques gouttes d'eau de brome dans chacun des tubes
- Agiter légèrement, **noter les colorations de chacun des tubes**
- Introduire la même quantité de cyclohexane dans chacun des tubes et agiter, **noter les colorations de chaque phase.**



Quand les deux séries d'expériences sont terminées, verser les produits dans les bidons de récupération : les halogènes seront « détruits » par réaction d'oxydoréduction avec une solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (l'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ étant réducteur).

Questions pour chaque série d'expériences (avec l'eau iodée, avec l'eau de brome) :

Inclure si possible dans le compte-rendu les photos des expériences, dûment légendées.

- 1) Rassembler toutes les observations dans un tableau.
- 2) Pour chaque halogénure KCl , KBr , KI , indiquer si une réaction d'oxydoréduction a eu lieu, et le cas échéant, quel est le produit facilement identifiable formé.
- 3) Ecrire alors cette ou ces réaction(s)⁹ (on précisera l'état physique des espèces)
- 4) Déduire ce que l'on aurait obtenu pour l'action de l'eau chlorée ($\text{Cl}_2(\text{aq})$) sur les halogénures KCl , KBr , KI .
- 5) Conclure quant au classement des dihalogènes (Cl_2 , Br_2 , I_2) par pouvoir oxydant croissant lorsque l'on se déplace dans la colonne n°17.

III.2 Solubilité comparée entre les halogénures d'alcalins KX et les halogénures d'argent AgX . Nature de la liaison.

Les halogènes, sous forme d'anions X^- , forment des halogénures d'alcalins (des cristaux ioniques) : par exemple le sel de table : $\text{NaCl}_{(\text{s})}$.

On se propose de mettre en évidence la différence de solubilité dans l'eau entre les halogénures d'alcalins et les halogénures d'argent.

Expérience :

- Dans trois tubes à essais (1), (2) et (3), verser respectivement quelques mL de solution aqueuse de chlorure de sodium, de bromure de potassium et d'iodure de potassium.
- Dans chacun des tubes, verser quelques gouttes de nitrate d'argent AgNO_3 .

Questions :

Inclure si possible dans le compte-rendu les photos des expériences.

- 1) Rassembler toutes vos observations dans un tableau.
- 2) Sous quelle forme se trouvent les halogénures d'alcalins et le nitrate d'argent dans les solutions aqueuses fournies ? Ecrire les formules chimiques des espèces présentes dans chaque solution.
- 3) Ecrire les équations chimiques des réactions qui ont eu lieu¹⁰, en précisant l'état physique des espèces.
- 4) Expliquer pourquoi des précipités d'halogénures d'argent $\text{AgX}_{(\text{s})}$ se forment, en raisonnant sur la nature de la liaison et ses conséquences sur leur solubilité – par comparaison avec les halogénures d'alcalins de type KX (K^+ , X^-).
- 5) En vous basant sur la question 4, indiquez quelle propriété commune des halogènes a été mise en évidence.

⁹ Ne pas écrire les ions spectateurs dans les équations.

¹⁰ Ne pas écrire les ions spectateurs dans les équations.

Les illustrations sont issues de l'encyclopédie libre Wikipedia et sont placées sous licence de libre diffusion Creative Commons CC BY-SA ou dans le domaine public ; les noms des auteurs se trouvent via l'article de l'élément considéré, sur la page de l'image, obtenue en cliquant sur l'image..

