

Fiche professeur

THEME du programme : Observer

Sous-thème : Sources de lumière colorée

A la découverte de la quantification des niveaux d'énergie électroniques

Type d'activité : Activité documentaire avec débats-bilan en groupe

Conditions de mise en œuvre :

Cette activité est basée sur des documents (textes, tableaux, courbes, schémas, spectres qui peuvent être vidéoprojetés). Une question sur chacun permet de déclencher une réflexion, et amène à un débat entre élèves. Le but étant d'argumenter, le professeur pourra facilement valider ou invalider les hypothèses des élèves.

A plusieurs reprises il est question de "modèle" qui permet de comprendre ou pas la réalité qui nous entoure, tout en montrant qu'il a ses limites.

Une modélisation graphique est requise pour traiter cette activité, il faut donc prévoir un logiciel tableur-grapheur par élève / binôme.

Cette activité nécessite une séance de 1h en demi-classe, les questions 4 et 5 pouvant servir de travail à la maison et être ensuite corrigées en 0h30 en demi-classe ou en classe entière.

- Pré-requis :
- Raies d'émission d'un atome (2^{nde})
 - Domaine des ondes électromagnétiques (1^{ère} S)
 - Modèle corpusculaire de la lumière : le photon (1^{ère} S)

NOTIONS ET CONTENUS	COMPETENCES ATTENDUES
Quantification des niveaux d'énergie de la matière	Interpréter les échanges d'énergie entre lumière et matière à l'aide du modèle corpusculaire de la lumière. Connaître les relations $\lambda = c/v$ et $\Delta E = hv$ et les utiliser pour exploiter un diagramme de niveaux d'énergie.

Compétences transversales : (préambule du programme et socle commun)

- identifier un problème,
- formuler des hypothèses, les confronter aux résultats expérimentaux,
- exercer son esprit critique,
- raisonner, argumenter,
- communiquer à l'oral,

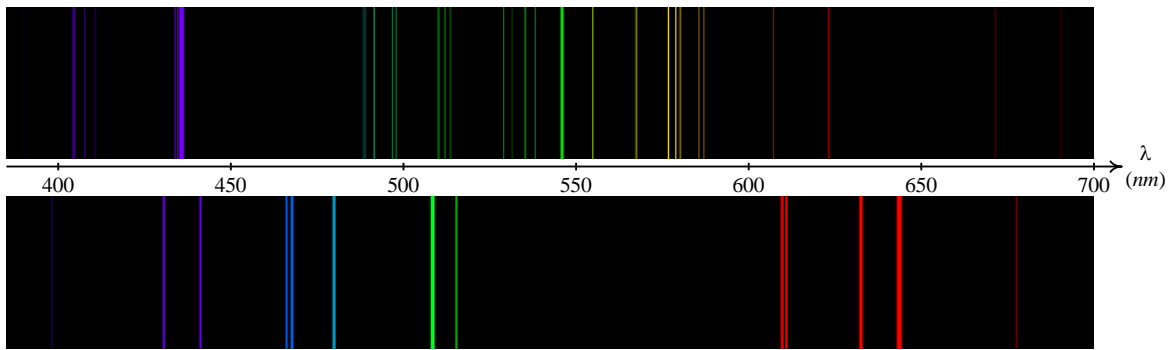
Mots clés de recherche : quantification des niveaux d'énergie, photon, modèle de l'atome, spectre de l'hydrogène

Provenance : Académie d'Orléans-Tours

Adresse du site académique : <http://physique.ac-orleans-tours.fr/php5/site/>

A la découverte de la quantification des niveaux d'énergie électronique

Spectre d'émission du mercure



Spectre d'émission du cadmium

Question 1

Comment peut-on interpréter la différence entre ces deux spectres d'émission, correspondant aux atomes de mercure ($_{80}\text{Hg}$) et de cadmium ($_{48}\text{Cd}$) ?

Question 2

Comment doit être organisé le nuage électronique pour rendre possibles ces émissions ? Expliquer alors pourquoi ces émissions ont lieu, et ce que l'on appelle quantification d'énergie.

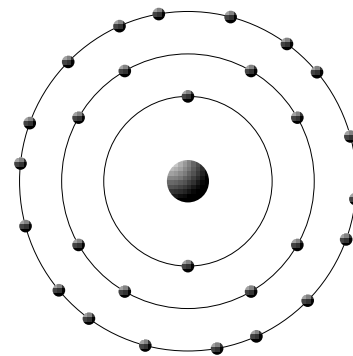
Pour répondre à cette question, vous disposez de quatre documents :

- ✓ Document 1 : Description du modèle de l'atome de Rutherford
- ✓ Document 2 : Description du modèle de l'atome de Bohr
- ✓ Document 3 : Energie d'un satellite en orbite autour de la Terre
- ✓ Document 4 : Modèle corpusculaire de la lumière

En 1911, Ernest Rutherford réalise une expérience décisive : il bombarde une feuille d'or très fine par des particules alpha (noyaux d'hélium obtenus par radioactivité). Ces particules, beaucoup plus petites que les atomes d'or, pour la plupart ne rebondissent pas sur la feuille d'or comme on pourrait le penser, et ne sont pas déviées par la traversée de la feuille. Rutherford en déduit donc que la matière est "pleine de trous". Certaines particules alpha, sont déviées, voire rebroussement chemin ; Rutherford imagine donc que c'est parce que ces particules (chargées positivement) ont rencontré des "îlots" de matière chargés également positivement. Il en déduit alors un modèle atomique planétaire où l'atome est constitué d'un noyau positif très petit, et d'électrons tournant autour comme un satellite autour d'une planète.

Document 1 : Description du modèle de l'atome de Rutherford

En 1913, Niels Bohr propose un modèle atomique quantique dans lequel les électrons ont des orbites de rayons définis. Seules existent quelques orbites "autorisées", ainsi les échanges d'énergie quantifiés correspondent à des sauts entre les orbites définies, et lorsque l'électron est sur l'orbite la plus "basse", il ne peut aller plus proche du noyau ni s'écraser dessus.



Document 2 : Description du modèle de l'atome de Bohr

Un satellite en orbite circulaire autour de la Terre a une vitesse telle que la force d'attraction gravitationnelle est compensée par la force centrifuge. En effet, le satellite ne se trouve pas en apesanteur, mais il tombe à chaque instant vers la Terre. Du fait de sa vitesse élevée, il tombe "à côté" de la Terre. Si les frottements de l'air n'existaient pas, on pourrait satelliser à n'importe quelle altitude, en pensant à éviter les obstacles. Cependant, l'atmosphère empêche de placer un satellite à moins de 200 km d'altitude. Et encore y a-t-il un peu d'air dans ce coin, si bien qu'un satellite placé aussi bas ne tiendra que quelques mois : freiné par l'air, il retombera fatalement dans l'atmosphère et s'y consumera. Selon son altitude, un satellite de masse m en orbite circulaire à la distance r du centre de la Terre, qui a une vitesse v , possède une énergie

$$E_T = -\frac{G \cdot M_T \cdot m}{2r} = -\frac{1}{2} m \cdot v^2 .$$

Pour passer d'une orbite à une autre, les réacteurs modifient la vitesse du satellite et donc son énergie totale.

Document 3 : Energie d'un satellite en orbite autour de la Terre

Un photon est une particule non chargée, de masse nulle, se déplaçant à la vitesse de la lumière c , et transportant une quantité d'énergie E .

A une lumière monochromatique de longueur d'onde λ , on associe des photons d'énergie

$$E = \frac{hc}{\lambda} \text{ où } h \text{ est la constante de Planck.}$$

Les constantes de cette relation ont pour valeur $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ et $h = 4,14 \cdot 10^{-15} \text{ eV} \cdot \text{s}$.

L'électron-volt eV est une unité d'énergie utilisée en physique des particules, dont la valeur est $1,0 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Document 4 : Modèle corpusculaire de la lumière

Question 3

On souhaite trouver une relation qui permette de quantifier les différents niveaux d'énergie électroniques d'un atome d'hydrogène. En s'appuyant sur le diagramme énergétique suivant de l'atome d'hydrogène, déterminer tout d'abord qualitativement la courbe qui modélise au mieux la relation entre l'énergie de l'atome, notée E_n , et le nombre quantique n , nombre entier correspondant au niveau d'énergie ($n = 1$ pour le fondamental, $n > 1$ pour les autres états excités). Ensuite, à l'aide d'un tableur-grapheur, déterminer l'équation modélisant au mieux ce diagramme énergétique.

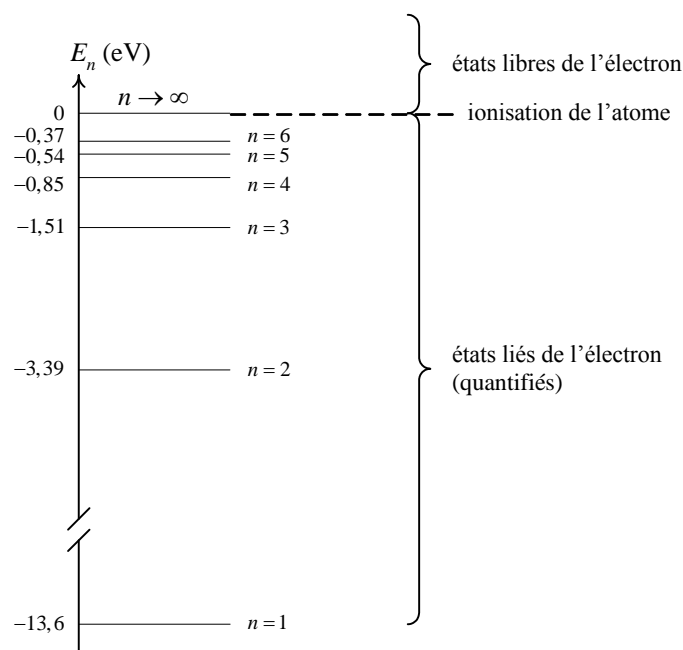
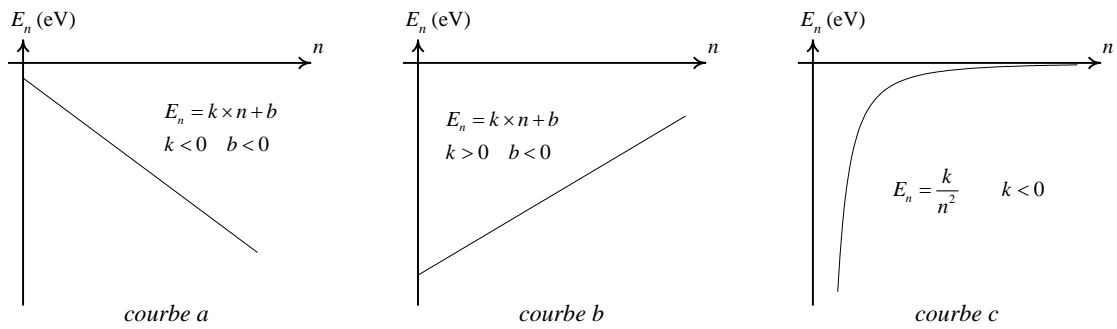


Diagramme énergétique de l'atome d'hydrogène



Question 4

A partir de la relation obtenue, déterminer les longueurs d'onde de la série de Balmer, et le domaine auquel elles appartiennent.

Quelques longueurs d'onde des raies du spectre d'émission de l'hydrogène		
Série de Lyman (radiations ultraviolettes)	Série de Balmer (radiations)	Série de Paschen (radiations infrarouges)
$\lambda_{12} = 122 \text{ nm}$	$\lambda_{23} =$	$\lambda_{34} = 1883 \text{ nm}$
$\lambda_{13} = 103 \text{ nm}$	$\lambda_{24} =$	$\lambda_{35} = 1281 \text{ nm}$
$\lambda_{14} = 97,5 \text{ nm}$	$\lambda_{25} =$	$\lambda_{36} = 1100 \text{ nm}$
$\lambda_{15} = 95,2 \text{ nm}$	$\lambda_{26} =$	$\lambda_{37} = 1011 \text{ nm}$
$\lambda_{16} = 94,0 \text{ nm}$	$\lambda_{27} =$	
$\lambda_{17} = 93,3 \text{ nm}$		

Question 5

Le diagramme du lithium est-il en accord avec la relation précédente obtenue pour le diagramme de l'hydrogène ? Que peut-on en conclure ?

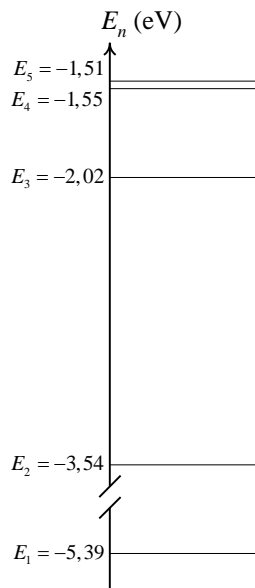


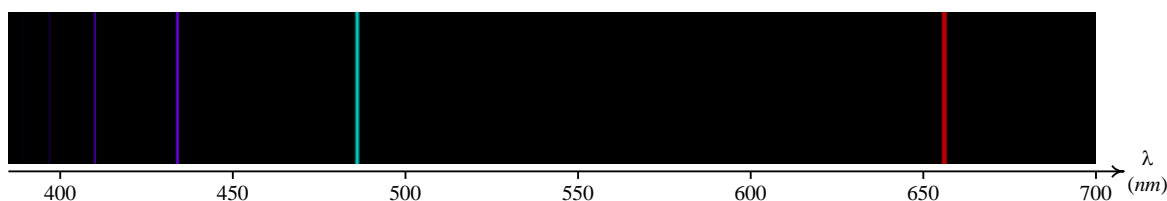
Diagramme énergétique de l'atome de lithium

Commentaires pour le professeur

Question 1

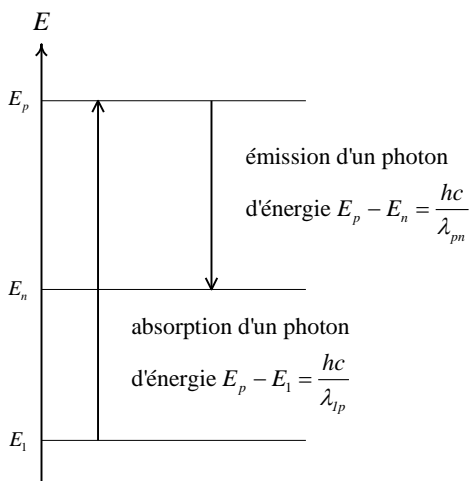
- Expliquer éventuellement aux élèves qu'une lampe à vapeur ou à décharge est une lampe électrique constituée d'un tube ou d'une ampoule en verre, rempli de gaz ou de vapeur métallique sous basse pression, au travers duquel passe un courant électrique.
- Les réponses attendues sont de toutes sortes pourvu qu'elles soient argumentées. Les élèves citeront certainement la différence d'élément chimique, ou de nombre de protons ou d'électrons. Peut-être feront-ils l'hypothèse que plus le numéro atomique augmente, plus le nombre de raies observées est grand. Le but est ici de valider ou d'invalider ces hypothèses en projetant le spectre de l'hydrogène suivant par exemple, ou en utilisant un logiciel ou une banque de données de spectres d'émission des différents éléments.
- Les élèves devraient aussi remarquer que les spectres ne présentent ici que le domaine du visible. Il est alors possible de leur présenter un document listant les raies d'un élément en dehors du visible.

Spectre d'émission de l'hydrogène



Question 2

- Le modèle de Rutherford montre une analogie avec les satellites dont l'énergie est une fonction continue de l'altitude. Ce modèle ne permet donc pas d'expliquer les spectres précédents.
- L'existence de ces raies discrètes (imposée par le fait que l'énergie est quantifiée) est expliquée par le Modèle de Bohr (1913). Un atome reste normalement dans son *état fondamental* d'énergie la plus basse. Un apport d'énergie peut porter un atome dans l'un de ses niveaux d'énergie plus élevée : on dit que l'atome passe dans un *état excité*. Le passage d'un niveau d'énergie à un autre est appelé *transition*. Les variations d'énergie de l'atome lors de l'émission ou de l'absorption d'un photon ne peuvent se faire que par saut : elles sont *quantifiées*.



- Dans une lampe à vapeur, le courant d'électrons qui passe au travers du gaz percute les atomes et leur communique de l'énergie. Les atomes du gaz passent donc de leur état fondamental à un état excité. Les électrons "excités" de l'atome perdent ensuite leur énergie pour retrouver un niveau d'énergie inférieur : lors de cette transition, un photon est émis, sa longueur d'onde dépend du saut énergétique.
- Chaque type d'atome possède ses propres niveaux d'énergie, les photons émis sont donc différents selon les atomes.

Question 3

- La lecture du diagramme permet de conclure que lorsque n augmente, E_n augmente aussi, ce qui élimine la courbe a . Pour départager les courbes b et c , le recours au tableur-grapheur est possible. Il suffit alors de rentrer l'ensemble des couples de points, et de chercher la modélisation qui convient. L'équation qui permet de modéliser ce diagramme est alors $E_n = -\frac{13,6}{n^2}$.

Question 4

- La série de Balmer se situe dans le visible : $\lambda_{23} = 658 \text{ nm}$, $\lambda_{24} = 487 \text{ nm}$, $\lambda_{25} = 435 \text{ nm}$, $\lambda_{26} = 412 \text{ nm}$, $\lambda_{27} = 398 \text{ nm}$.

Question 5

- La relation trouvée n'est valable que pour l'atome d'hydrogène. Cette question a toute son importance puisqu'elle permet de montrer qu'un modèle a ses limites, son domaine d'application.