

**CELLULE BILINGUE**

**PHYSIQUE**

**Niveau : L3**

**Année scolaire 2017-2018**

**Traducteur : Dr. Bounseng BOUNTHONG**

**Mobile : 02029822860  
Email : bounsengbo@gmail.com**

# Table des matières

<b>Chapitre IX : Introduction à la physiques atomiques</b>	<b>2</b>
Leçon 25 : Modèles atomiques . . . . .	2
Leçon 26 : Atome d'hydrogène et rayon-X . . . . .	8
Leçon 27 : Introduction à la mécanique quantique . . . . .	19

# Chapitre IX : Introduction à la physiques atomiques

## Leçon 25 : Modèles atomiques

### 1. Découvert de l'électron

Le modèle atomique de Dalton permet de déterminer la masse de référence de l'atome, en tenant compte la masse de l'hydrogène comme la masse de référence de l'atome. La nouvelle masse découvert par la méthode d'électrolyse, c'est la décomposition d'un élément par un courant électrique. Faraday constate que la quantité d'une matière obtenue par l'électrolyse dépend sa masse atomique et son nombre atomique, cela montre que la charge électrique a une relation avec l'atome de la matière.

Le premier tableau des éléments est classé par la masse atomique, Mendeleïev a classé la table en 8 groupes, dans un groupe même si le nombre atomique est différent mais les propriétés chimiques sont des mêmes. Les propriétés chimiques d'un groupes sont différentes à l'autre.

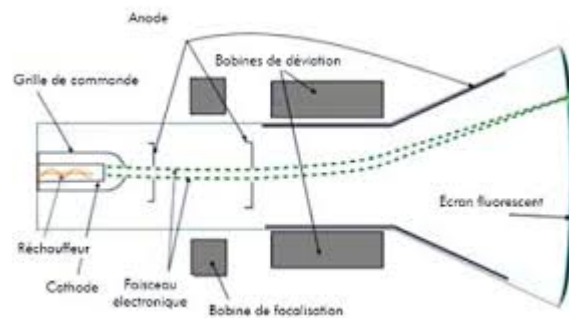
En 1855, le physicien allemand Heinrich Geissler inventa une pompe à vide efficace. Cette pompe pouvait retirer assez de gaz d'un tube en verre résistant pour réduire la pression à 0.01% de la pression normale de l'air. Plus loin, à l'intérieur du tube, sont disposées 2 plaques métalliques horizontales (cathode et anode) auxquelles on applique une différence de potentiel.

Vers 1875 William Crookes conçut de nombreux tubes pour étudier cette luminescence. Lorsqu'il utilisa un tube coudé, la luminescence verte la plus intense apparut du côté directement opposé à la cathode. Cela suggérait que la lumière verte est produite par quelque chose qui émane de la cathode et chemine dans le tube jusqu'à venir frapper le verre d'où le nom **rayons cathodiques**.

En 1897 le physicien britannique J.J. Thomson, réalisa une série d'expérience qui convainquirent les physiciens que les rayons cathodiques sont des particules chargées négativement. À l'époque, on savait que les trajectoires des particules chargées sont modifiées par les champs magnétiques et électriques. Il fut alors capable de calculer, à partir de données expérimentales, le quotient de la charge d'une particule et de sa masse. Ce quotient s'écrit  $\frac{q}{m}$  où  $q$  est la charge et  $m$  la masse de la particule.



FIGURE 25.1 – Les instruments d'expérience de rayons cathodiques de Thomson


 FIGURE 25.2 – Tube à vide de Thomson pour mesurer le rapport  $\frac{q}{m}$  de particule cathodique

Dans la figure (25.2) les rayons cathodiques se déplacent vers la bobine de déviation, le faisceau cathodique subit à une force, sa trajectoire dévient.

Supposons que la masse de particule de rayons cathodique est  $m$  et  $q$  sa charge se déplace sur la droite rectiligne à une vitesse  $v$  dans un champ magnétique  $B$ , le rayon déviation du faisceau des rayons cathodiques est  $R$ , soient  $F_B$  la force magnétique et  $F_c$  la force centripète. on a  $F_B = qvB$  et  $F_c = \frac{mv^2}{R}$  comme  $F_B = F_c$  alors

$$qvB = \frac{mv^2}{R} \Leftrightarrow \frac{q}{m} = \frac{v}{BR} \quad (25.1)$$

$B$  et  $R$  sont les quantités mesurer, la vitesse  $v$  Thomson calcule par l'expérience en ajustant le champ magnétique et électrique pour que les forces dues aux 2 champs soient exactement opposées et pour que le faisceau ne subisse aucune déviation.

$$F_E = F_B \Leftrightarrow qE = qvB \Rightarrow v = \frac{E}{B} \quad (25.2)$$

Thomson montra que les rayons émis par des cathodes fabriquées dans des matériaux différents donnaient tous la même valeur de  $\frac{q}{m}$  :  $1.76 \times 10^{11}$  C/kg. Thomson a pu conclure que la particule constituant les rayons cathodiques d'un matériau est la même et il a renommé cette particule : **électron**.

Les résultats d'expérience de Thomson montrent que la cathode peut émis un électron. Thomson conclure qu'avant l'atome est un élément indivisible, en réalité on peut encore diviser et l'électron est un composant de l'atome.

**Exemple 1 :** Dans une expérience pour mesurer le rapport  $\frac{q}{m}$  d'une particule constituant dans les rayons cathodiques. Pour déterminer la vitesse de la particule, on utilise un champ magnétique d'intensité de  $1.4 \times 10^{-3}$  T et le rayon de déviation 9.13 cm. Si on place les plaques métalliques à une distance de 1 cm et on branche ces plaques avec une différence de potentielle 322 V, le faisceau des rayons cathodiques est rectiligne. Déterminer la vitesse et le rapport  $\frac{q}{m}$  de particule constituant dans les rayons cathodiques.

**Solution :** Les données  $\Delta V = 322$  V,  $d = 1$  cm = 0.01 m,  $B = 1.4 \times 10^{-3}$  T. Déterminer la vitesse  $v = ?$  et le rapport  $\frac{q}{m} = ?$

Le champ électrique entre deux plaques métalliques est :

$$E = \frac{\Delta V}{d} = \frac{322}{0.01} = 3.22 \times 10^4 \text{ V/m}$$

Le faisceau des rayons cathodiques est rectiligne signifie que

$$F_E = F_B \Leftrightarrow qE = qvB \Rightarrow v = \frac{E}{B} = \frac{3.22 \times 10^4}{1.4 \times 10^{-3}} = 2.3 \times 10^7 \text{ m/s}$$

En appliquant la relation

$$\frac{q}{m} = \frac{v}{BR} = \frac{2.3 \times 10^7}{1.4 \times 10^{-3}(9.13 \times 10^{-2})} = 1.79 \times 10^{11} \text{ C/kg}$$

Le résultat de l'expérience de Thomson nous permet de savoir que le rapport entre la charge et la masse de l'électron mais on ne sait pas encore la charge et la masse de l'électron.

En 1911, le physicien américain Robert A. Millikan a réalisé une expérience de la goutte d'huile pour déterminer la charge de l'électron, les instruments de l'expérience sont présentés dans la figure (25.3).

Le dispositif de l'expérience de Millikan se compose deux plaques métalliques A et B, elles sont placées en parallèles à une distance  $d$ , la plaque au-dessus perce un trou et au-dessus se compose un spray d'huile. Les minuscules gouttes d'huiles sont électrisées. Au moment de déplacement les minuscules gouttes d'huiles subissent à une frottement d'air, certaine goutte porte la charge positive et l'autre porte la charge négative. Quelques minuscules gouttes d'huiles passent le trou et se déplace au milieu de deux plaques métalliques A et B et on peut observer par une microscope. Comme la masse volumique de l'huile est plus grande que celle de l'air, on observe que la goutte d'huile se déplace de plus en plus base. Si on branche les deux plaques métalliques avec un générateur et on constate que certaine goutte d'huile ralentit, l'autre accélère et certaine goutte d'huile se déplace vers le haut voir la figure (25.3).

Lorsque la différence de potentielle entre deux plaques métalliques a une valeur comparable, certaine goutte d'huile reste au repos voir la figure (25.4). Soient  $m$  la masse de la goutte d'huile et  $q$  est la charge, on a

$$qE = mg \Rightarrow q = \frac{mg}{E} \quad (25.3)$$

où  $E$  est l'intensité du champ électrique :  $E = \frac{U}{d}$

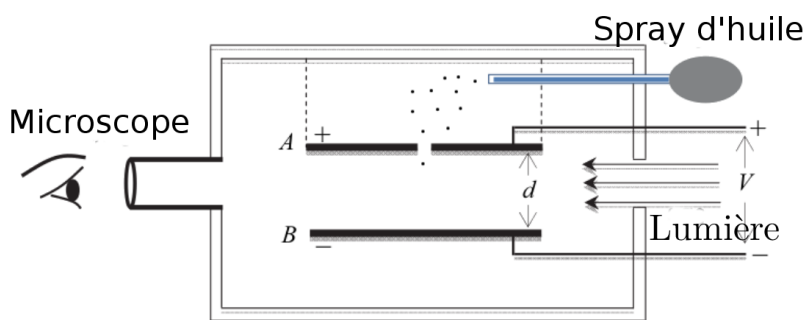


FIGURE 25.3 – Dispositif de Millikan pour l'expérience

Le résultat d'expérience des gouttes d'huiles, Millikan a conclure que les gouttes d'huiles portent une charge négativement, parce qu'elles reçoivent les électrons de nombres différentes dont la charge d'un électron est  $1.6 \times 10^{-19}$  C et on note  $e$ .

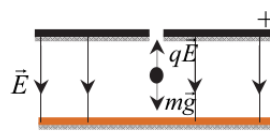


FIGURE 25.4 – Force réagit sur la goutte d'huile

Le résultat de l'expérience de Thomson nous montre que le rapport :  $\frac{q}{m} = 1.79 \times 10^{11}$  C/kg. Donc, Millikan a pu calculer la masse de l'électron :  $m_e = 9.1 \times 10^{-31}$  kg.

## 2. Modèle atomique de Thomson

Le modèle atomique de Thomson (dit aussi modèle du plum pudding) fut proposé par J.J. Thomson, qui découvrit l'électron en 1897. Il fut proposé en 1904 avant la découverte du noyau simplifié. Dans ce modèle, l'atome a une forme sphérique de rayon de l'ordre  $10^{-10}$  m, l'atome est composé d'électrons plongés dans une « soupe » de charge positive pour équilibrer la charge négative des électrons, comme des prunes (plum en anglais) dans un pudding.

Dans l'état fondamental, le nombre de charges positives est égale au nombre de charges négatives donc, l'atome est en équilibre de charges (neutre). Lorsque l'atome a reçoit l'énergie de l'extérieur, l'électron peut se déplace librement dans la matière chargée positivement et émis une onde électromagnétique.

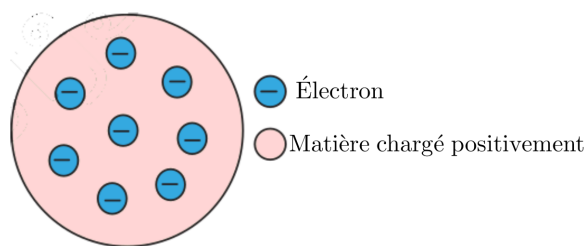


FIGURE 25.5 – Modèle atomique de J.J Thomson

La proposition du modèle atomique de Thomson est un pas important dans l'étude détaillée de l'atome. Le modèle atomique de Thomson est raisonnable pour la charge mais comment les charges sont répartis. En plus, le modèle de Thomson ne peut pas expliquer ou prédire d'autres propriétés de l'atome. Après, Ernest Rutherford un étudiant de Thomson a suggéré un nouvel modèle de l'atome qui est différent de celle de Thomson.

## 3. Modèle atomique de Rutherford

En 1906, Ernest Rutherford, il bombarda une mince feuille de mica avec des particules  $\alpha$ . Il observa que la majorité des particules traversaient la feuille de mica

sans être déviées et sans endommager la feuille de mica. Il observa également que certaines particules étaient légèrement déviées et que d'autres étaient rejetées en arrière. Le modèle de Thomson était incompatible avec les observations de l'expérience. Pour expliquer les observations expérimentales Rutherford propose un nouveau modèle dans lequel l'atome n'est pas plein. Pour Rutherford, l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement, ce qui suggérait que les particules étaient diffusées par le mica, et déviées de leurs lignes de vols.

Menée en 1909-1911, par Hans Geiger et Ernest Marsden sous la direction d'Ernest Rutherford, refaisant de façon plus poussée ces expériences et en utilisant une feuille d'or, constatèrent que la majorité des particules  $\alpha$  traversent la feuille d'or sans être déviées, mais une partie de ces particules a été déviée à un angle  $5^\circ - 150^\circ$ .

Rutherford émit alors l'hypothèse, dont Geiger et Marsden confrontèrent, si la structure de l'atome est le même qu'au modèle atomique de Thomson, lorsqu'une particule alpha chargée positivement traverse l'atome, elle subit par une force de répulsion de charge positive et une force de traction de charge négative de l'atome. Donc, la résultante de force qui subit sur la particule alpha est très faible, aucune effet sur la déviation de la particule alpha. Rutherford conclure que l'atome est différente du modèle atomique de Thomson. La particule alpha dévient à un angle grand, signifie que la charge positive de l'atome se réunit à un petit volume au centre de l'atome, c'est bien d'accord avec le résultat de l'expérience. Rutherford propose un nouveau modèle de l'atome, qu'au centre de l'atome devait se trouver un « noyau » contenant presque toute la masse et toute la charge positive de l'atome, les électrons déterminant en fait la taille de l'atome.

Modèle « planétaire » de Rutherford, l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement et qui contient la majorité de la masse de l'atome et d'électrons qui tournent autour tels les planètes autour du Soleil. Entre le noyau et les électrons, il y du vide. Le résultat de calcul de nombre de particules alpha qui dévient de leurs lignes de vols à un angle différence de zéro, selon le modèle atomique de Rutherford et on constate que, la plus part des particules alpha ne dévient pas de son direction initiale, parce que le noyau est plus petit que la particule alpha, la force de répulsion est très faible. Il y a quelque particule rencontre avec le noyau puis elle dévient de sa direction initiale à un angle petit ou rétrodiffusion. Au moment la particule alpha se déplace vers l'atome, elle subit à une force de répulsion du noyau et une force attraction entre la particule alpha et les électrons mais la masse de la particule alpha est plus grande que la masse de l'électron, la force de frottement est importance. Donc, la force attraction n'a aucune effet sur la déviation de la particule alpha.

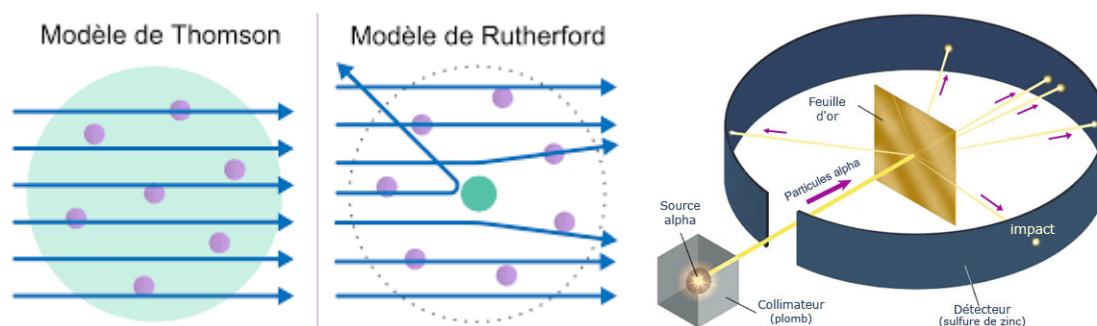


FIGURE 25.6 – Modèle atomique de Rutherford et identification du noyau atomique

Le calcul de Rutherford donne la taille de l'atome est de l'ordre de  $10^{-10}$  m et celle du noyau de l'ordre de  $10^{-15} - 10^{-14}$  m. Donc, la dimension de l'atome est plus grande que la dimension du noyau plus de mille fois.

Le modèle atomique de Rutherford est très proche à la structure de l'atome et il nous permet de comprendre la structure de l'atome. Mais il y a quelques propriétés ce modèle ne peut pas expliquer. Selon la théorie du champ électromagnétique, lorsqu'un électron accélère, il émet le rayonnement électromagnétique alors, l'énergie cinétique de l'électron diminue. Donc, l'électron qui tourne autour le noyau devrait perdu son énergie et finalement l'électron devrait tomber sur le noyau voir la figure ci-contre (25.7).

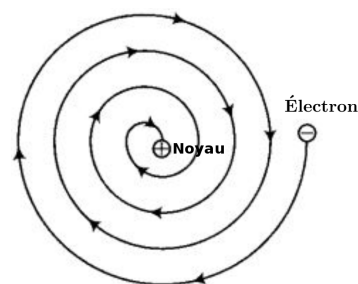


FIGURE 25.7 – Modèle atomique instable

Le modèle atomique de Rutherford ne peut pas expliquer pourquoi l'électron tourne autour le noyau sans perdre l'énergie. Comment organiser les plusieurs électrons qui tournent autour le noyau ? et pourquoi la charge positive réunit au centre du noyau. Les problèmes ci-dessus sont les échoués du modèle atomique de Rutherford, le temps après les autres physiciens proposent les nouveaux modèles atomiques.

## Exercices

1. Quelles sont les différents points entre les notions de l'atome de Démocrite et le modèle atomique de Dalton ?
2. Un électron se déplace à une vitesse de  $2.8 \times 10^7$  m/s vers un champ magnétique dans la direction perpendiculaire au champ magnétique, on constate que la trajectoire de l'électron est un cercle de rayon 0.1 cm. Quelle est l'intensité du champ magnétique ? si le rapport  $\frac{q}{m} = 1.76 \times 10^{11}$  C/kg.
3. Une goutte d'huile de masse  $10^{-13}$  kg chargée positivement reste au repos au champ électrique d'intensité  $6.1 \times 10^4$  N/C. Déterminer la charge de la goutte d'huile, et quel est le sens du champ électrique ?
4. Dans l'expérience de Millikan, lorsqu'on utilise un champ électrique d'intensité  $1.96 \times 10^4$  N/C de sens pointe vers le haut, il permet d'une goutte d'huile de  $3.2 \times 10^{-12}$  kg reste au repos. Quel est le nombre de l'électron cette goutte d'huile gagne ou perd ?
5. Deux plaques métalliques placent à une distance 0.05 cm, si la différence de potentielle des plaques métalliques est 100 V. Si une goutte d'huile de  $6.4 \times 10^{-12}$  kg reste au repos entre deux plaques. Déterminer l'intensité du champ électrique entre deux plaques et la charge de la goutte d'huile.



## Leçon 26 : Atome d'hydrogène et rayon-X

En 1913, le physicien danois Niels Bohr propose un nouveau modèle atomique, il établit sur le modèle planétaire de Rutherford, cherchant à comprendre la constitution d'un atome, et plus particulièrement celui de l'hydrogène. Cette théorie rencontra un succès immédiat car elle expliquait de manière simple les raies spectrales des éléments hydrogénoïdes.

### 1. Les raies spectrales atomiques

Les raies spectrales des atomes sont un autre exemple de quantification. Quand un élément chimique ou un ion est chauffé par une flamme ou excité par un courant électrique, l'atome excité émet une lumière d'une couleur caractéristique. Lorsque cette lumière est décomposée par un prisme, on obtient un spectre composé de traits lumineux appelés « raies spectrales » ; chaque raie est associée à l'émission d'une certaine longueur d'onde de lumière. Dans le cas relativement simple de l'atome d'hydrogène, les longueurs d'onde de certaines raies pouvaient même être décrites par des équations mathématiques. Malheureusement, ces équations n'expliquaient pas pourquoi l'atome d'hydrogène émettait ces longueurs d'onde particulières. Avant le modèle de Bohr de l'atome d'hydrogène, les scientifiques ne savaient pas vraiment pourquoi le spectre d'émission des atomes était quantifiés.

En 1885, le mathématicien et physicien suisse Johann Jakob Balmer pouvaient s'exprimer par une formule, dite formule de Balmer les quatre longueur d'onde  $\lambda$  du spectre visible de l'hydrogène

$$\lambda = k \left( \frac{n^2}{n^2 - 4} \right) \quad (26.1)$$

où  $k$  est une constante telle que  $k = 364.56 \text{ nm}$  et  $n$  un entier et si on remplace  $n = 3, 4, 5$  et  $6$  dans la relation (26.1), on obtient la longueur d'onde du spectre visible de l'hydrogène respectivement  $656.2 \text{ nm}$ ,  $486.1 \text{ nm}$ ,  $434 \text{ nm}$  et  $410.1 \text{ nm}$ . L'équation (26.1) a été proposée la première fois par Balmer, donc, cette équation est appelée série de la longueur d'onde des raies spectrales de l'hydrogène, on dit quelque fois l'équation (26.1) que la série Balmer.

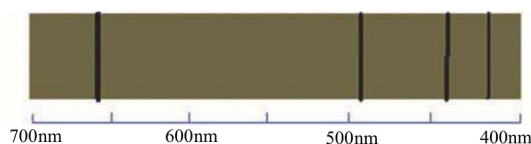


FIGURE 26.1 – Spectre d'émission de l'atome hydrogène

En 1890, le physicien suédois Johannes Rydberg a reformulé la formule de Balmer pour la partie visible du spectre de l'atome hydrogène :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (26.2)$$

où  $R_H = 1.1 \times 10^7 / \text{m}$  est la constante de Rydberg et  $n = 3, 4, 5$  et  $6$

Rydberg prédit que les spectres de l'hydrogène ont plusieurs raies qu'on ne voit pas, après on découvre les autres raies de l'hydrogène et ses longueurs d'onde ont obtenues par la formule (26.2). Les scientifiques ont aucune réponse, pourquoi la longueur d'onde des raies spectrales de l'hydrogène soit valable avec l'équation (26.2) et pourquoi la longueur d'onde a une relation avec le nombre entier  $n$ . En 1913, le physicien Niels Bohr a pu expliquer et répondre les questions ci-dessus.

## 2. Rayonnement du corps noir

En fin du  $XIX^e$  siècle, l'étude du rayonnement d'un corps, on constate que la quantité rayonnée dépend la température et la surface du corps. En plus, le corps est bien rayonné et aussi bien l'absorbé.

Un corps noir est un corps qui absorbe, sans la réfléchir ni la diffuser, toute l'énergie électromagnétique qu'il reçoit.

L'expérimentation consiste à chauffer une cavité fermée (donc tout le rayonnement émis est emprisonné) et d'examiner le rayonnement émis à travers un petit trou pratiqué sur la cavité. Si l'absorption est totale, l'intensité émise ne dépend pas du matériau choisi. Il n'est pas possible expérimentalement d'obtenir cette absorption totale, mais il suffit pour cela de réaliser l'expérience avec une cavité complètement fermée dans laquelle le rayonnement peut subir des réflexions sur les parois et finir par être absorbé après plusieurs réflexions. En perçant un trou de petite taille dans la cavité, pour que l'équilibre entre émission et absorption persiste, on peut alors mesurer le faible rayonnement qui en sort. Si on regarde dans le trou, on observe un noir profond d'où l'appellation de corps noir. Ce rayonnement est émis a priori à toutes les fréquences donc à toutes les longueurs d'onde possibles.

En 1900, le physicien allemande Max Planck avait postulé pour expliquer le rayonnement du corps noir que le rayonnement électromagnétique émis doit avoir une énergie qui est un multiple de  $hf$  (quantifié), cette énergie est appelée quanta d'énergie.

$$E = nhf \quad (26.3)$$

où  $h$  est la constante de Planck  $6.63 \times 10^{-34}$  J.s et  $f$  est la fréquence de la lumière et  $n$  est un nombre entière.

Le postulat de Planck peut expliquer le rayonnement du corps noir, mais à l'époque, Planck et les autres physiciens ne croyaient pas la notion du quanta d'énergie, parce qu'il est contre la théorie physique classique, l'énergie d'un rayonnement est continue.

En 1905, Albert Einstein a réussi à expliquer le phénomène de photoélectrique par quanta d'énergie, donc, le quanta du rayonnement du corps de Planck est acceptable par les phisiciens.

## 3. Modèle atomique de Bohr

Pour expliquer le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène, Niels Bohr proposa en 1913 un modèle de l'atome basé sur le modèle planétaire, mais en s'inspirant des résultats sur les quanta d'énergie. Il proposa les postulats suivants :

- 1) L'électron n'émet pas de rayonnement lorsqu'il se trouve sur certaines orbites dites « orbites stationnaires ». Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières multiples de  $\hbar = \frac{h}{2\pi}$ .

Pour l'électron de masse  $m$  tourne dans son orbite de rayon  $r$  et de vitesse  $v$  autour du noyau, le moment cinétique est

$$L = mvr = n\hbar \quad (26.4)$$

où  $n$  est un entier naturel  $n = 1, 2, 3, \dots$  et appelé « nombre quantique radial »

- 2) Émission d'un rayonnement seulement si l'électron passe d'une orbite permise supérieure à une orbite permise inférieure. Cette énergie est calculée par

$$\Delta E = E_{n_i} - E_{n_f} \quad (26.5)$$

où  $E_{n_i}$  est l'énergie de l'électron à l'état initiale et  $E_{n_f}$  est l'énergie de l'électron à l'état final. Si  $\Delta E$  est positif alors l'électron absorbe l'énergie et si  $\Delta E$  est négatif alors l'électron émet l'énergie. Pour la fréquence du rayonnement est

$$hf = |\Delta E| = |E_{n_i} - E_{n_f}| \quad (26.6)$$

Les postulats de Bohr sont imposés à la théorie de l'onde électromagnétique, mais, le modèle atomique de Bohr peut expliquer la stabilité du noyau (l'électron tourne autour le noyau sans perd d'énergie et sans émet le rayonnement), en plus le modèle atomique de Bohr peut expliquer d'émission des raies spectrales de l'hydrogène.

### 3.1. Le rayon orbitale de l'électron de l'atome hydrogène

Le modèle de Bohr peut calculer le rayon orbitale et l'énergie des électrons de l'orbite. Par la suite, on considère seulement l'atome a un seul électron (l'atome hydrogène).

Considérons l'électron de masse  $m$  tourne dans son orbite autour le noyau de rayon  $r$  avec une vitesse  $v$ , la force centripète est :

$$F_c = m \frac{v^2}{r}$$

cette force est égale à la force d'attraction entre l'électron et la charge positive du noyau (proton).

$$F_e = k \frac{|q_1||q_2|}{r^2}$$

où  $q_1$  et  $q_2$  sont les charges de l'électron et du noyau.

Pour l'atome hydrogène, la charge de l'électron et du noyau est la même  $q_1 = q_2 = e$

$$F_e = k \frac{e^2}{r^2} \Leftrightarrow k \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad (26.7)$$

en multipliant membre par membre l'équation (26.7) par  $mr^3$ , on a :

$$mke^2 = (mvr)^2$$

À l'aide de l'équation (26.4), on remplace  $mvr$  par  $n\hbar$ , on a :

$$mke^2 r = n^2 \hbar^2$$

Donc, les rayons orbitaux en fonction de  $n$  sont :

$$r_n = \left( \frac{\hbar^2}{mke^2} \right) n^2 \quad (26.8)$$

en remplaçant  $\hbar = 1.055 \times 10^{-34}$  J.s;  $m = 9.1 \times 10^{-31}$  kg;  $k = 9.1 \times 10^9$  Nm<sup>2</sup>/C<sup>2</sup>;  $e = 1.6 \times 10^{-19}$  C et  $n = 1$  dans l'équation (26.8), on peut calculer le rayon  $r_1$  du premier orbit de l'hydrogène :

$$r_1 = \frac{1.055 \times 10^{-34}}{9.1 \times 10^{-31}(9 \times 10^9)(1.6 \times 10^{-19})^2} (1^2) = 5.3 \times 10^{-11} \text{ m}$$

le rayon  $r_n$  de l'équation (26.8) dépend la valeur de  $n$ , si  $n = 1$ , on a  $r_1 = 5.3 \times 10^{-11}$  m, cette valeur est appelée **rayon de Bohr** et on note  $a_0 = r_1$ , si  $n = 2$ , alors  $r_2 = 4a_0$  et si  $n = 3$  alors  $r_3 = 9a_0$ . Donc, on réécrit l'équation (26.8) par

$$r_n = a_0 n^2 \quad (26.9)$$

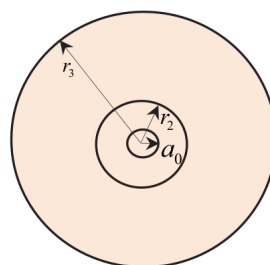


FIGURE 26.2 – Rayons orbitaux de l'électron de l'atome hydrogène (modèle de Bohr)

### 3.2. Énergie de l'atome hydrogène

Bohr considère pour la première fois que le noyau reste au repos. Donc, l'énergie totale de l'atome hydrogène est l'énergie totale de l'électron qui tourne dans son orbite autour du noyau.

L'énergie totale de l'électron dans une orbite est

$$E = E_p + E_c \quad (26.10)$$

où  $E_p$  l'énergie potentielle du système, à l'aide de la relation l'énergie et le travail de force centripète et les calculs d'intégrale, l'expression finale de l'énergie potentielle de l'électron dans l'orbite  $r_n$  est

$$E_p = -\frac{ke^2}{r_n} \quad (26.11)$$

le signe (-) signifie que l'énergie potentielle est l'énergie de liaison entre l'électron et le noyau de l'atome, si on veut arracher un électron de l'atome, on doit fournir une certaine énergie.

En multipliant  $\frac{1}{2}$  par l'équation (26.7), on a

$$\frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{ke^2}{r_n} \quad (26.12)$$

la quantité  $\frac{1}{2}mv^2$  est bien l'énergie cinétique de l'électron. Si on remplace les équations (26.11), (26.12) dans (26.10), on a l'énergie totale de l'électron

$$E = -\frac{ke^2}{r_n} + \frac{1}{2} \frac{ke^2}{r_n} = -\frac{1}{2} \frac{ke^2}{r_n} \quad (26.13)$$

en remplaçant  $r_n$  de l'équation (26.8) dans (26.13), on obtient l'énergie totale de l'électron dans une orbite :

$$E_n = -\frac{1}{2} \frac{mk^2 e^4}{\hbar^2} \left( \frac{1}{n^2} \right) \quad (26.14)$$

La figure (26.3) représente le niveau d'énergie de l'atome hydrogène, calculer par la relation (26.14).

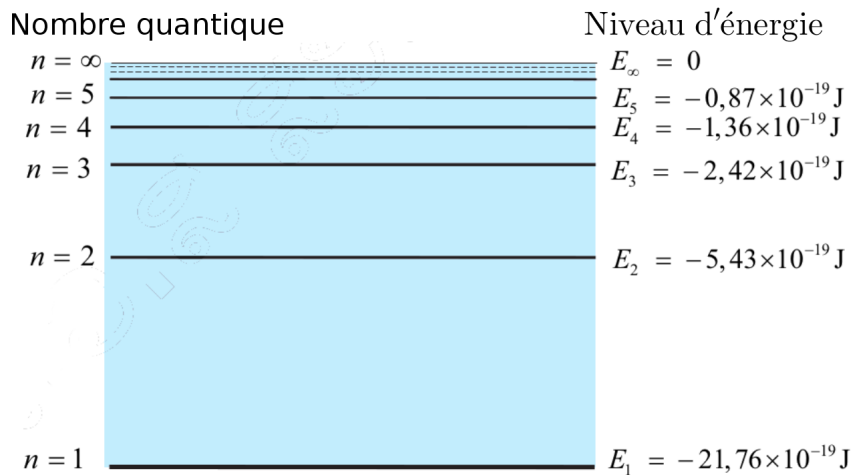


FIGURE 26.3 – Niveau d'énergie de l'atome hydrogène

Énergie de l'électron dépend de nombre entier  $n$ , cette énergie est proportionnelle à l'inverse de carré de  $n$  ( $n^2$ ). Lorsque l'électron est dans l'orbite  $n = 1$ , son énergie est plus petite  $E_1 = 21.76 \times 10^{-19} \text{ J}$ . Cet état est appelé **état fondamental** ou état stationnaire. Lorsque l'électron est dans l'orbite d'énergie plus haute ( $n > 1$ ), cet état est appelé **état excité**. L'électron dans un état excité va désexcité vers son état fondamental en émission un rayonnement électromagnétique. Si l'électron est dans l'orbite extérieure ( $n = \infty$ ), son énergie est nulle, dans ce cas l'électron va arracher de l'atome.

L'unité de mesure d'énergie joule (J) n'est pas adapter à l'échelle atomique, on utilise l'électron-volt (eV), Sa valeur est définie comme étant l'énergie cinétique acquise par un électron accéléré depuis le repos par une différence de potentiel d'un volt :  $1 \text{ eV} = (1e)(1 \text{ V})$ , où  $e$  désigne la valeur absolue de la charge électrique de l'électron (ou charge élémentaire). Un électron-volt est égal à environ :  $1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$ .

Dans le calcul l'énergie de différent niveau de l'atome hydrogène. Bohr a expliqué que le spectre de l'énergie de l'atome hydrogène est obtenu par le changement des orbites de l'électron, quand l'électron change de l'orbite de l'énergie plus haute vers l'orbite de l'énergie plus base en émettant le rayonnement électromagnétique voir l'équation (26.6).

En remplaçant  $E_{n_i}$  et  $E_{n_f}$  de l'équation (26.14) dans l'équation (26.6),  $n_i$  et  $n_f$  le niveau initial et final, et en remplaçant  $f = \frac{c}{\lambda}$ ,  $h = 2\pi\hbar$ , on peut réécrire l'équation (26.6) par

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{mk^2 e^4}{4\pi c \hbar^3} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (26.15)$$

La constante de l'équation (26.15) est  $\frac{mk^2e^4}{4\pi c\hbar^3} = 1.1 \times 10^7 /m$ , cette constante est la constante de Rydberg  $R_H$ . Donc, on réécrit l'équation (26.15) par :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \quad (26.16)$$

L'équation (26.16) est appelée **formule de Rydberg**. Rydberg a proposé cette formule en 1890, lorsqu'on remplace  $n_f = 2$  et  $n_i = 3, 4, 5, 6, \dots$  dans l'équation (26.16), on obtient les différentes longueurs d'onde, c'est la série spectrale de Balmer voir l'équation (26.2), cette série est les raies spectrales colorés de 4 raies, chaque raie est obtenue par le changement de l'orbite de l'électron respectivement de  $n = 3$  à  $n = 2$ , de  $n = 4$  à  $n = 2$ , de  $n = 5$  à  $n = 2$  et de  $n = 6$  à  $n = 2$ .

La formule (26.16) montre également les spectres pour  $n_f = 1, 3, 4, 5, \dots$  et  $n_i$  un entier naturel plus grand que  $n_f$ . Les séries de raies spectrales ont été découvert avant le modèle atomique de Bohr sont série de Balmer et série de Paschena. Le modèle atomique de Bohr permet des physiciens recherche les autres séries de raies spectrales telles que série de Lyman pour l'ultra-violet, série de Brackett et série de Pfund pour l'infrarouge. Les spectres de raies sont en totale 5 séries :

1) la série de Lyman

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), \quad n_i = 2, 3, 4, \dots, \infty$$

2) la série de Balmer :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), \quad n_i = 3, 4, 5, \dots, \infty$$

3) la série de Paschen :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), \quad n_i = 4, 5, 6, \dots, \infty$$

4) la série de Brackett :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), \quad n_i = 5, 6, 7, \dots, \infty$$

5) la série de Pfund :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n_i^2} \right), \quad n_i = 6, 7, 8, \dots, \infty$$

Ces séries sont présentées dans la figure (26.4) ci-dessous

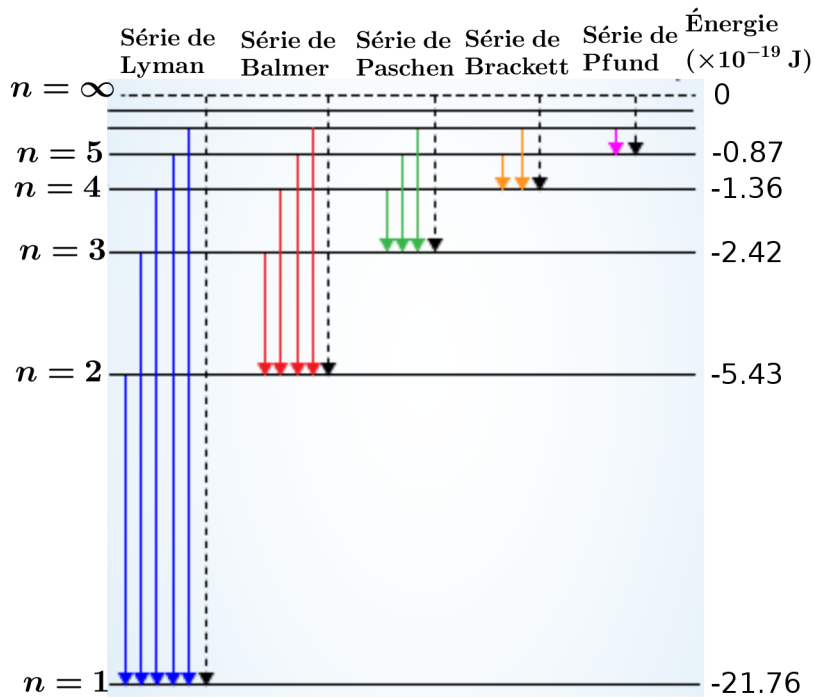


FIGURE 26.4 – Les raies spectrales de l'atome hydrogène

**Exemple 1 :** Considérons les niveaux d'énergie de l'atome hydrogène voir la figure (26.5) ci-contre. Si l'électron est excité au niveau de  $n = 3$ , lorsque l'électron est désexcité au niveau fondamental  $n = 1$ . Combien y a-t-il de raies spectrales possible émettent? et quelle est la fréquence de chaque raie?

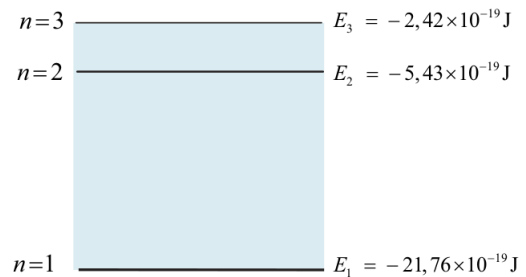
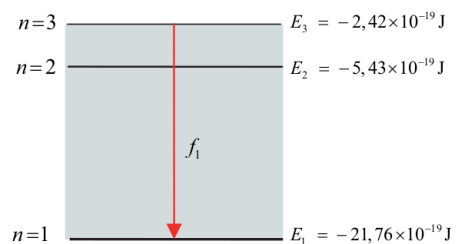


FIGURE 26.5 – Différents niveau d'énergie hydrogène

**Solution :** Les désexcitations de l'atome hydrogène dans ce cas possèdent 3 raies possibles, on peut distinguer en deux processus.

- 1) la désexcitation du niveau  $n = 3$  au niveau  $n = 1$ , on a une raie et sa fréquence est  $f_1$  en appliquant la relation

$$\begin{aligned}
 hf &= E_{n_i} - E_{n_f} \\
 \Rightarrow f &= \frac{E_{n_i} - E_{n_f}}{h} \\
 &= \frac{-2.42 \times 10^{-19} - (-21.76 \times 10^{-19})}{6.63 \times 10^{-34}} \\
 &= 2.92 \times 10^{15} \text{ Hz}
 \end{aligned}$$

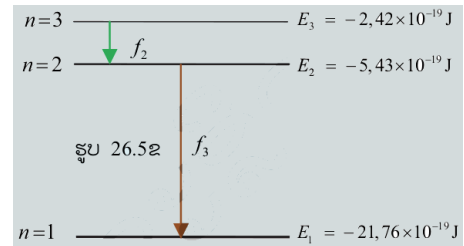


- 2) la désexcitation du niveau  $n = 3$  au niveau  $n = 2$  puis  $n = 1$ , il y a deux raies, ses fréquences sont  $f_2$  et  $f_3$ .

$$\begin{aligned}
 f_2 &= \frac{E_3 - E_2}{h} \\
 &= \frac{-2.42 \times 10^{-19} + 5.43 \times 10^{-19}}{6.63 \times 10^{-34}} \\
 &= 4.54 \times 10^{14} \text{ Hz}
 \end{aligned}$$

et

$$\begin{aligned}
 f_3 &= \frac{E_2 - E_1}{h} \\
 &= \frac{-5.43 \times 10^{-19} + 21.76 \times 10^{-19}}{6.63 \times 10^{-34}} \\
 &= 2.46 \times 10^{15} \text{ Hz}
 \end{aligned}$$



Le modèle atomique de Bohr peut expliquer le spectre de raie de l'atome hydrogène, le spectre a une propriété en couche. il est bien d'accord avec les valeurs expérimentales.

## 4. Le rayon-X

### 4.1. Découverte de rayon-X

En 1895, le physicien allemand Röntgen a découvert au hasard le rayon-X, dans son expérience de rayon cathodique, Röntgen a utilisé le film noir recouvert le tube de rayon cathodique pour étudier l'obscurité de ce film. Au moment d'expérience dans la salle de l'obscurité, Röntgen observe que le baryum qui place à une distance du tube de rayon cathodique fluoresce, tout le monde sait à l'époque, le baryum est fluorescence qu'il reçoit un rayon de l'ultra-violet. Dans la salle, il n'y a pas de source du rayon ultra-violet ni le rayon cathodique, parce que le rayon cathodique peut voyager dans l'air seulement 2-3 cm. Donc, Röntgen conclue que le baryum est fluorescence lorsqu'il reçoit un rayon inconnu et ce rayon est émis par le tube du rayon cathodique, il peut traverser une feuille noire. Röntgen a appelé ce rayon **rayon-X**.

Dans l'étude le rayon-X, on constate que le rayon-X, il peut traverser un objet mince et un objet léger (la densité moins importante) par exemple, une feuille de papier, un bois, les cellules des être vivant, mais lorsqu'il pénètre dans un objet lourd (de densité importante) notamment, le platine, le plomb, l'os, ..., dans ce cas, la capacité de pénétrer diminue. Lorsque le rayon-X passe un champ électrique, il ne dévient pas, il nous montre que le rayon-X soit une onde ou soit une particule neutre.

En 1913, le physicien allemand Max Von Laue a fait une expérience pour mesurer la longueur d'onde de rayon-X par la méthode de diffusion de rayon-X lorsqu'il rencontre avec un atome de la matière. Le résultat de l'expérience montre que la longueur d'onde de rayon-X est compris entre  $1.3 \times 10^{-11}$  m à  $4.8 \times 10^{-11}$  m, donc, le rayon-X est une onde électromagnétique de longueur d'onde courte.

La figure (26.6) nous montre les tubes à rayon-X. Les rayons-X sont produits dans des tubes sous vide. Les électrons sont produits par un filament



de tungstène parcouru par un courant de différence de potentiel  $U$ . Ils sont accélérés par un différence de potentiel  $U_0$  entre le filament et l'anticathode (anode). L'interaction d'électrons avec une cible métallique peut produire des rayons X. On analyse le rayonnement donné par un tube à rayons X. Les spectres obtenus se présentent comme la superposition d'un spectre continu et d'un spectre de raies.

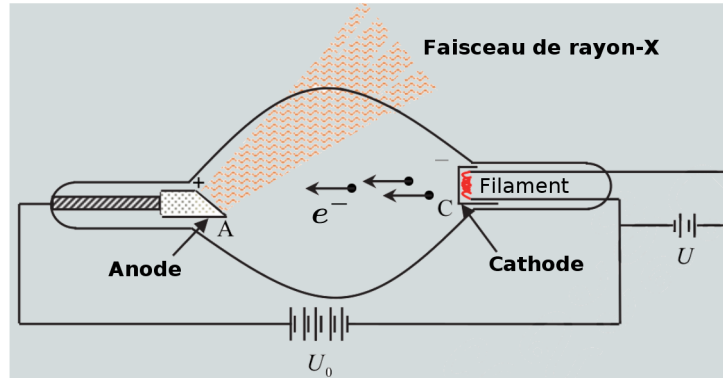


FIGURE 26.6 – Production du rayonnement-X

**Spectre continu :** Le spectre continu est dû à la décélération des électrons incidents lorsqu'ils entrent en contact avec l'anticathode. Certains électrons, stoppés net par un seul choc, transmettent toute leur énergie et donnent naissance à des photons X (rayonnements-X) dont l'énergie est égale à l'énergie des électrons incidents.

Puisque ce spectre continu dépend essentiellement de la vitesse des électrons incidents, on admet que le rayonnement-X correspondant est émis par ces électrons : les électrons animés de grandes vitesses arrivent sur l'anticathode, ils sont soumis à d'intenses forces électrostatiques provenant essentiellement des noyaux des atomes. Les électrons subissent de violentes accélérations, et donc rayonnent des ondes électromagnétiques (d'après la théorie classique du rayonnement). C'est donc le freinage brutal des électrons lorsqu'ils pénètrent l'anticathode qui est responsable de ce spectre continu.

En fait chaque photon est émis par un seul électron ; et l'énergie maximale qu'un électron puisse donner sous forme de photon c'est la totalité de son énergie cinétique, lorsqu'il s'arrête d'un seul coup. On comprend que les photons aient l'énergie maximale. Pour une fréquence maximale  $f_{max}$  du rayon-X, cette fréquence croît proportionnellement à la tension  $U_0$ , c'est-à-dire que :

$$hf_{max} = eU_0 \quad \text{telle que} \quad f_{max} = \frac{c}{\lambda_{min}}$$

où  $c$  est la célérité de la lumière et  $\lambda_{min}$  est la valeur limite de la longueur d'onde des photons X émis, on a

$$\frac{hc}{\lambda_{min}} = eU_0 \Leftrightarrow \lambda_{min} = \frac{hc}{eU_0} \quad (26.17)$$

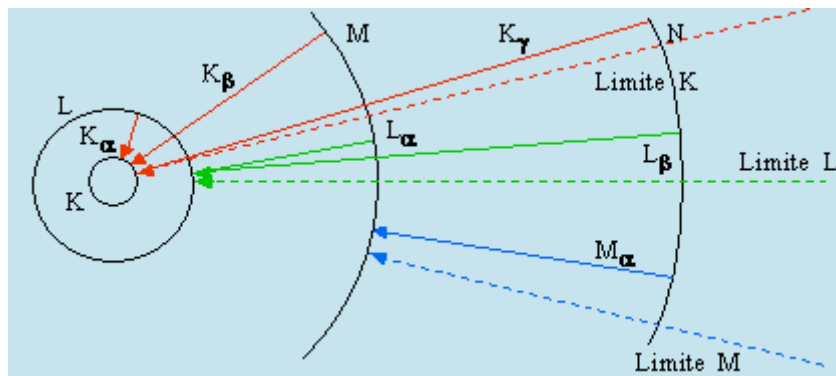
La longueur d'onde des photons émis ne peut être inférieure à qui décroît quand la tension croît. On remarque que cette longueur d'onde est indépendante de la cible et ne dépend que de la tension d'accélération des électrons.

D'autres électrons transmettent leur énergie à la suite de plusieurs chocs et donnent naissance à des photons de moindre énergie, de longueur d'onde supérieure qui composent le spectre continu. À l'aide de l'équation (26.17), si la différence de potentielle est 12.4 kV alors, la longueur d'onde minimum sera  $10^{-10}$  m, cette valeur est bien d'accord avec le résultat d'expérimentale, la longueur d'onde du rayon-X plus petite que celle obtenue par l'équation (26.17) ne peut pas détecter.

**Spectre de raies :** Contrairement au spectre continu, le spectre de raies est une caractéristique de l'anticathode. Sous l'impact des électrons incidents, une couche électronique d'un atome de l'anticathode peut perdre un électron qui est expulsé par son noyau. Il faut pour cela que l'énergie des électrons incidents  $eU_0$  soit supérieure à l'énergie de liaison (par exemple  $W_K$ ) des électrons qui gravitent sur leur orbitale (par exemple  $K$ ). L'atome se trouve alors dans un état excité et la désexcitation peut se faire par passage d'un électron des orbitales  $L$  (respectivement  $M$ ) vers l'orbitale  $K$  intérieure et émission d'un photon X d'énergie  $W_L - W_K$  (respectivement  $W_M - W_K$ ) caractéristique de l'atome. Cette radiation est appelée **radiation caractéristique**  $K_\alpha$  (respectivement  $K_\beta$ ). Ce phénomène a la même propriétés que celle du spectre de raies de la série Balmer ou série de Lyman de l'atome hydrogène. L'énergie de radiation caractéristique  $E$  est calculée par la différence des niveaux d'énergies de l'électron :

$$E = E_{n_i} - E_{n_f} \quad \text{ou} \quad hf = E_{n_i} - E_{n_f} \quad (26.18)$$

où  $E_{n_i}$  est l'énergie de liaison de l'état initial et  $E_{n_f}$  est l'énergie de liaison de l'état final.



#### 4.2. Utilisation de rayon-X

Après la découverte de Röntgen et le succès connu par ce scientifique, les rayons X se sont rependus rapidement dans notre vie quotidienne, et sont utilisés dans plusieurs domaines. Les rayons X sont utilisés dans le domaine médical en radiographie ou lorsqu'un patient passe un scanner. Ils sont utilisés en industrie pour l'inspection des fissures et aussi utilisés pour des raisons de sécurité. C'est le cas par exemple dans certains aéroports, où passagers et valises peuvent passer un scanner à rayons X.

### Exercices

1. Quelles sont les propriétés du rayon X qui montrent qu'il soit un rayonnement électromagnétique de longueur d'onde très petite ?

2. À l'aide le modèle atomique de Bohr, calculer le rayon orbital, la vitesse d'un électron dans l'orbite  $n = 2$  et calculer la fréquence de l'électron qui gravite dans cette orbitale.
3. Un atome hydrogène, lorsqu'il reçoit une énergie, il excite de l'état  $n = 1$  vers l'état  $n = 4$ . Dans la désexcitation, y a-t-il de combien de cas possible ? et quelles sont des fréquences de photons émis ?
4. La différence de potentielle d'un dipôle du tube à rayons X est 100 kV. Déterminer la longueur d'onde minimale du rayon X qui produit par ce tube.
5. Caculer la fréquence d'une onde électromagnétique d'absorbtion et d'émission de l'atome hydrogène lorsqu'il excite de  $n = 1$  vers  $n = 4$  et lorsqu'il désexcite de  $n = 6$  vers  $n = 3$ .
6. Un atome hydrogène est excité à l'état  $n = 3$ . Calculer toute la longueur d'onde du spectre émis lorsqu'il désexcitation.
7. La différence de potentielle qui utilise pour accélérer des électrons dans le tube à rayons X est 16 kV. Calculer l'énergie maximale du rayons X émis par ce tube.
8. Quelle est la différence de potentielle d'un tube à rayon X pour que la fréquence du rayon X émis aoit  $2.5 \times 10^{22}$  Hz ?
9. Calculer l'énergie d'un phonton en J (puis en eV) de la lumière vert de longueur d'onde 550 nm et celle du rouge de 680 nm.
10. Si une énergie d'un photon est 12.4 keV, quelle est sa fréquence et sa longueur d'onde ?

# Leçon 27 : Introduction à la mécanique quantique

## 1. Effet photoélectrique

En 1887, le physicien allemand Heinrich Rudolf Hertz a observé quand un métal est exposé à la lumière, des électrons peuvent être éjectés de la surface du métal ; ce phénomène est appelé **effet photoélectrique**.

En 1898, J.J Thomson a été mesuré le rapport entre la charge et la masse des particules éjecté du métal, ce rapport a la même valeur que le nombre des électrons éjectés du cathode. On utilise également le terme photoémission, et les électrons éjectés du métal sont appelés **photoélectrons**. Les propriétés et le comportement des photoélectrons ne diffèrent pas de ceux des autres électrons. Le préfixe photo indique simplement que les électrons ont été éjectés de la surface du métal par une lumière incidente. À l'heure actuelle, on sait que tout matériau (solide, liquide et gaz) peut émet le photoélectron. Une expérience typique fut celle de Millikan (1916) : on dispose dans une cellule transparente à la lumière ultraviolette et où règne un vide poussé, deux plaques. L'une est appelée cathode (C), et est constituée, en général, par un métal alcalin, l'autre est métallique, et est appelée anode (A). Ces deux plaques sont reliées aux bornes d'un générateur, de sorte à établir une tension  $U$  entre elles voir la figure (27.1 (a)). Lorsqu'on éclaire la cathode par une radiation monochromatique, un courant d'intensité  $I$  peut traverser le circuit, ce circuit est appelé **courant photoélectrique**.

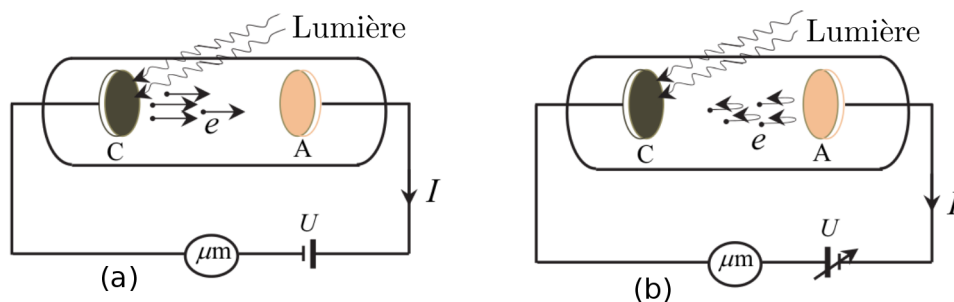


FIGURE 27.1 – Circuit de mesure le courant de photoélectrique

Une question importante est comment varie-t-il le nombres de photoélectrons qui éjectés de la surface métallique et ses énergies cinétiques en fonction de l'intensité du courant et la fréquence de radiation incidente ?

Méthode de mesurer le nombre photoélectrons éjectés du métal, en branchant un circuit supplémentaire de différence potentielle  $U$ , pour la plaque anode (A) peut attirer tous des électrons. Lorsqu'on augmente l'intensité de la lumière incidente, le courant photoélectron augmente aussi. Le nombre photoélectron augment lorsque l'intensité de la lumière augmente. Pour mesurer l'énergie des photoélectrons, on branche le tube avec un potentiel ajustable voir la figure (27.1 (b)), ajuste la tension pour que l'anode (A) soit négative, le rôle de l'anode (A) est repoussé les électrons. Entre deux plaques, il ya un champ électrique, donc, les électrons sont soumis à une force de direction de A à C. Si l'intensité du champ électrique est important, les électrons seront tourner avant arriver à A, à retour, les électrons arriveront à C ou non, dépendent ses vitesses initiales ou ses énergies cinétiques initiales.

Selon le principe de conservation d'énergie mécanique, lorsque l'énergie cinétique des électrons en C est plus grande que la différence de l'énergie potentielle électrique des électrons en A et en C, les électrons peuvent arriver à C, si non, les électrons seront retournés avant d'arriver à A. Cette méthode peut mesurer l'énergie cinétique maximale des électrons. Lorsque la tension  $U$  augmente, l'intensité  $I$  du courant augmente et tend vers une limite appelée « intensité de saturation ». C'est-à-dire que même si l'électron a une énergie cinétique maximale mais il n'arrive pas à A. Dans ce cas l'énergie cinétique maximale d'un électron est égale à la différence de l'énergie potentielle électrique :

$$(E_c)_{max} = eU_a \quad (27.1)$$

où  $e$  est la charge d'électron et  $U_a$  est le potentiel d'arrêt, c'est le potentiel entre A et C si le courant est nul. L'équation (27.1) nous montre que l'énergie cinétique des électrons varie en fonction du potentiel d'arrêt. L'énergie cinétique maximale des photoélectrons dépend de l'intensité d'émission et de la fréquence de la lumière incidente.

Lorsqu'on éclaire une lumière de fréquence constante mais l'intensité différente sur la cathode, on constate que si la fréquence est fixée alors le potentiel d'arrêt est aussi constant. Lorsqu'on augmente la fréquence, le potentiel d'arrêt l'est aussi. Signifie que l'énergie cinétique des photoélectrons ne dépend pas d'intensité de la lumière mais dépend la fréquence de la lumière éclairant sur la cathode.

TABLE 27.1 – Le potentiel d'arrêt de différentes lumières

La tension du circuit $U$	Le potentiel d'arrêt $U_a$ en V avec la lumière de différente fréquence			
	Lumière rouge	Lumière jaune	Lumière vert	Lumière bleue
	$4.6 \times 10^{14}$ Hz	$5.2 \times 10^{14}$ Hz	$5.7 \times 10^{14}$ Hz	$6.3 \times 10^{14}$ Hz
8	0.45	0.65	0.86	1.05
10	0.45	0.65	0.86	1.05
12	0.45	0.65	0.86	1.06

La figure (27.2) nous montre la relation entre le potentiel d'arrêt et la fréquence de la lumière.

Lorsque l'intensité photoélectrique est saturée, alors l'énergie cinétique maximale des photoélectrons augmente si on utilise la fréquence augmente. Pour éjecter un électron du métal, la fréquence des radiations doit être plus grande que  $f_0$ . Si la fréquence des radiations est  $f_0$ , alors, on peut éjecter un électron du métal mais l'énergie cinétique est nulle.

Si la fréquence des radiations est plus petite que  $f_0$ , l'électron ne peut pas éjecter.  $f_0$  est la fréquence minimale pour éjecter un électron de la cathode, cette fréquence est appelée « **seuil de fréquence de la cathode** ». L'expérience nous montre que  $f_0$  dépend le matériau. En conclusion

- 1) Les photoélectrons peuvent éjecter du métal lorsqu'on éclaire une lumière de fréquence égale au moins le seuil de fréquence  $f_0$ .

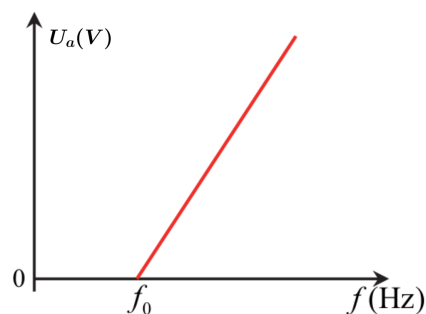


FIGURE 27.2 – Variation du potentiel d'arrêt en fonction de la fréquence

- 2) Le nombre de photoélectron augmente si l'intensité de la lumière radiation augmente
- 3) L'énergie cinétique maximale des électron ne dépend pas d'intensité mais dépend sa fréquence de la radiation.

La dépendance simple de l'énergie cinétique des électrons en fonction de la fréquence et son indépendance de la puissance du faisceau incident ne trouvent pas d'explication dans le cadre de la théorie classique.

L'explication de ces phénomènes fut donnée par Einstein en 1905. Il nota que la loi de Planck pouvait être comprise et précisée en considérant que le champ électromagnétique consiste en de véritables corpuscules d'énergie lumineuse  $hf$  (les quanta de lumière ou photons) : dans ce cas, le quantum d'énergie peut être transmis en totalité à un électron. Cet électron acquiert l'énergie  $E = hf$  au moment où il est encore dans le métal : si on suppose qu'il est nécessaire d'effectuer un certain travail  $W$  pour l'extraire du métal, cet électron sera donc émis avec l'énergie cinétique :

$$(E_c)_{max} = E - W \quad \text{soit} \quad E_c = hf - W \quad (27.2)$$

à l'aide de l'équation (27.1), on a :

$$hf - W = eU_a \quad (27.3)$$

où  $W$  est une constante caractéristique du métal, indépendante de  $f$  et appelée « travail d'extraction ».

TABLE 27.2 – Le travail d'extraction de quelques métaux

Métaux	Symbole	Travail d'extraction (eV)	Métaux	Symbole	Travail d'extraction (eV)
Césium	<i>Cs</i>	1.8	Aluminium	<i>Al</i>	4.2
Potassium	<i>K</i>	2.2	Cuivre	<i>Cu</i>	4.5
Sodium	<i>Na</i>	2.3	Argent	<i>Ag</i>	4.7
Baryum	<i>Ba</i>	2.5	Or	<i>Au</i>	4.8
Calcium	<i>Ca</i>	3.2	Platine	<i>Pt</i>	5.6

Si l'énergie des photons est plus petite que le travail d'extraction  $W$ , alors, on n'observe pas de photoélectron parce que l'électron a une énergie insuffisante pour s'extraire du métal. Si l'énergie des photons est égale au travail  $W$ , les électrons peuvent extraire du métal mais les énergies sont nulles (ou  $(E_c)_{max} = 0$ ). Soit  $f_0$  une fréquence minimale initiale de photoélectron à l'aide de l'équation (27.2) on a :

$$0 = hf_0 - W \quad \text{ou} \quad W = hf_0 \quad (27.4)$$

Dans le cas où la fréquence est plus grande que la fréquence initiale et si l'intensité du faisceau est importante, alors, le nombre de photon est aussi important et les photoélectrons éjectés sont importants, chaque photon est transmis de l'énergie à un électron. Si la fréquence du faisceau augmente, l'énergie cinétique maximale des électrons est augmenté aussi, donc, à l'aide de l'équation (27.2) et (27.3), on écrit :

$$hf - W = eU_a \quad \text{ou} \quad U_a = \left(\frac{h}{e}\right)f - \frac{W}{e} \quad (27.5)$$

Si on trace la représentation graphique du potentiel d'arrêt  $U_a$  en fonction de fréquence  $f$  telle que  $U_a$  est sur l'axe de l'ordonnée et l'abscisse est la fréquence  $f$ , cette droite a une pente  $\frac{h}{e}$  et cette droite coupe l'ordonnée à  $-\frac{W}{e}$ , cette droite permet de déterminer  $h$  et  $W$ .

La notation corpusculaire de la lumière de fréquence  $f$  et de l'énergie  $hf$  est contraire avec la notion d'onde de la lumière. Mais, si on n'accepte pas la notation corpusculaire, alors, on ne peut pas expliquer le phénomène photoélectrique. Donc, la lumière a une propriété ondulatoire et corpusculaire. Le photoélectrique est réalisé lorsqu'on éclaire la lumière de fréquence plus ou égale à la fréquence de seuil et le courant photoélectrique est augmenté. Donc, certain métal est utilisé pour équipement de la lumière par exemple tube de photoélectrique, cellule photoélectrique utilise dans un circuit automatique ouvert-fermé.

**Exemple 1 :** Calculer l'énergie d'un photon de la lumière vert de longueur d'onde 550 nm.

**Solution :** L'énergie photon est

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6.63 \times 10^{-34}(3 \times 10^8)}{550 \times 10^{-9}} = 3.62 \times 10^{-19} \text{ J}$$

**Exemple 2 :** Le résultat d'une expérience montre que la longueur d'onde initiale d'un métal est  $3.1 \times 10^{-7}$  m. Calculer

- l'énergie minimale de la lumière incidente
- l'énergie cinétique maximale des électrons d'extraction du métal et le potentiel d'arrêt lorsqu'on éclaire une lumière de longueur d'onde  $2 \times 10^{-7}$  m.

**Solution :**

- La longueur d'onde initiale  $\lambda_0 = 3.1 \times 10^{-7}$  m, l'énergie photon est

$$E_0 = hf_0 = \frac{hc}{\lambda_0} = \frac{6.63 \times 10^{-34}(3 \times 10^8)}{3.1 \times 10^{-7}} = 6.42 \times 10^{-19} \text{ J}$$

- Si la longueur d'onde de la lumière est  $\lambda = 2 \times 10^{-7}$  m, l'énergie photon est :

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda} = \frac{6.63 \times 10^{-34}(3 \times 10^8)}{2 \times 10^{-7}} = 9.95 \times 10^{-19} \text{ J}$$

L'énergie cinétique maximale est

$$(E_c)_{max} = E - E_0 = 9.95 \times 10^{-19} - 6.42 \times 10^{-19} = 3.53 \times 10^{-19} \text{ J}$$

et le potentiel d'arrêt est

$$U_a = \frac{(E_c)_{max}}{e} = \frac{3.53 \times 10^{-19}}{1.6 \times 10^{-19}} = 2.2 \text{ eV}$$

## 2. Effet compton

En 1923, A. Compton et Debye a fait une expérience en envoyant un faisceau de rayon X dont la longueur d'onde est de quelques angströms) sur une substance contenant un certain nombre d'électrons libres (graphite). Ils observent qu'il y a un électron éjecté et un photon X diffusé voir la figure 27.3. Compton a trouvé également que la longueur d'onde des rayons diffusés est fonction de l'angle  $\theta$  que font ces rayons avec la direction incidente.

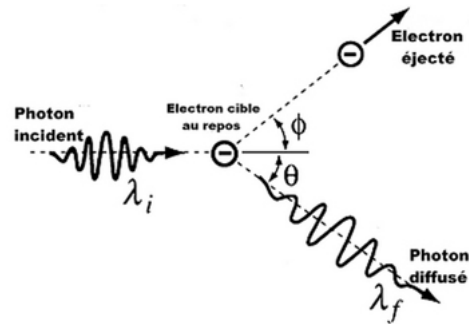


FIGURE 27.3 – Effet compton

Les rayons X sont diffusés en dehors de la direction incidente avec une longueur d'onde légèrement plus élevée c'est à dire une fréquence plus basse, cette variation de la longueur d'onde ne dépend pas l'intensité du photons incidentes. Ce phénomène est appelée **effet compton**.

Ce résultat d'expérience ne peut pas expliquer par la théorie des onde électromagnétique de Maxwell, parce que le rayon X est une onde électromagnétique, la longueur d'onde du photon diffusé dépend l'intensité du faisceau et la durée du phontons incidente. Pour expliquer ces résultats, Compton a supposé que les photons X sont des corpuscules qui entrent en collision avec les électrons de la cible. Dans une telle collision, il y a conservation de la quantité de mouvement et de l'énergie et la théorie élémentaire des collisions peut donc fournir une interprétation même quantitative des résultats expérimentaux. Si un photon a une fréquence  $f$ , alors l'énergie de ce photon est  $hf$  et sa quantité de mouvement est  $\frac{hf}{c}$ . L'expérience de Compton a confirmé d'idée corpusculaire (ou photonique) d'Eistein. Au contraire, le physicien français Louis de Broglie a proposé que les particules (photons) sont aussi des onde électromagnétiques. Avec ces deux idées peuvent répondre les questions sur le modèle atomique de Bohr que l'électron tourne dans son orbite autour le noyau, sa trajectoire est un cercle, dans son état fondamental, l'électron ne rayonne pas d'onde électromagnétique.

## 3. Hypothèse de Louis de Broglie

En 1924, Louis de Broglie a proposé une relation entre la longueur d'onde et la quantité de mouvement d'un photon, en bassant sur la théorie de relativité restreint d'Einstein, la relation entre la masse et l'énergie est

$$E = mc^2 \quad (27.6)$$

Dans le cas où la particule a une vitesse  $v$  et la quantité de mouvement  $P = mv$ . À l'aide de l'équation (27.6), on a  $P = \frac{Ev}{c^2}$ . Si cette particule est un photon, la vitesse du photon est égale à la célérité de la lumière dans le vide  $c$ , on a :

$$P = \frac{Ev}{c^2} = \frac{E}{c} \quad (27.7)$$

mais l'énergie du photon de fréquence  $f$  est  $E = hf$  et la célérité de la lumière dans le vide  $c = \lambda f$ , on peut réécrire l'équation (27.7) par

$$P = \frac{h}{\lambda} \quad (27.8)$$



Louis de Broglie a proposé une nouvelle idée que si onde électromagnétique a une propriété de particule, en même temps la particule a aussi une propriété d'onde, cette proposition est appelée « **hypothèse de Broglie** ». Pour une particule de masse  $m$  et de vitesse  $v$ , la quantité de mouvement est  $P = mv$ . Donc, la longueur d'onde de la particule est

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (27.9)$$

la longueur d'onde de la particule calculé par l'équation (27.9) est appelée **longueur d'onde de Broglie**. Broglie explique le modèle atomique de Bohr que l'électron peut tourner autour le noyau sans émis onde électromagnétique, parce que l'électron a une quantité de mouvement  $mvr = n\hbar$  dont Bohr ne peut pas démontrer ce phénomène pourquoi. Louis de Broglie a expliqué que l'électron de l'atome n'émet pas d'onde électromagnétique parce que l'électron tourne autour le noyau, il exprime une onde stationnaire si le périmètre du cercle de l'orbite est un entier de la longueur d'onde de l'électron.

$$2\pi r = n\lambda \quad (27.10)$$

donc,  $2\pi r = n\frac{h}{mv}$  ou  $mvr = n\frac{h}{2\pi} = n\hbar$  Dans l'hypothèse de Broglie, si la particule est en mouvement et pour n'importe quelle masse, elle peut exprimer une propriété d'onde stationnaire.

**Exemple 3 :** Calculer la longueur d'onde de Broglie d'une masse 1 kg se déplace à une vitesse 1 m/s et la longueur d'onde d'un électron qui se déplace à une vitesse  $2 \times 10^6$  m/s. sachant que la masse de l'électron  $9.1 \times 10^{-31}$  kg.

**Solution :** En appliquant la relation  $\lambda = \frac{h}{mv}$

- la longueur d'onde de Broglie :  $\lambda = \frac{6.63 \times 10^{-34}}{1(1)} = 6.63 \times 10^{-34}$  m

- la longueur d'onde de l'électron :  $\lambda = \frac{6.63 \times 10^{-34}}{9.1 \times 10^{-31}(2 \times 10^6)} = 3.64 \times 10^{-10}$  m

#### 4. Principe d'incertitude

Après l'hypothèse de Broglie, la particule exprime une propriété d'onde, les physiciens tentent à utilisés cette hypothèse pour proposer la nouvelle théorie pour améliorer d'expliquer les phénomènes à l'échelle atomique. En 1925, les physiciens proposent la théorie mécanique quantique, c'est le sujet d'étude en science à l'échelle atomique. Erwin Schrödinger, le physicien autrichien a analysé d'hypothèse de Broglie que l'électron est une particule et en même temps il est aussi une onde. Donc, l'équation du mouvement de l'électron doit ressembler à l'équation d'onde. Schrödinger a proposé une équation d'onde de l'électron en remplaçant l'électron par un paquet d'onde, il se déplace à une vitesse de groupe et cette vitesse est égale à la vitesse de particule.

La base de la mécanique quantique provient les propriétés onde-grain de la lumière : onde exprime propriété de particule et particule peut exprimer aussi propriété d'onde. Mais, on ne peut pas dire que l'électron peut exprimer en même temps des propriétés onde-particule. Si l'électron est une particule, on pense à la propriété des dimensions exactes mais très petite, si l'électron est une onde, sa dimension, sa position ou l'onde disperse dans une limite précise.

En 1927, le physicien allemand Werner Heisenberg a proposé une règle qu'on ne peut pas savoir exactement la position, la vitesse de particule, cette règle est

appelée « **principe d'incertitude de Heisenberg** ». Selon le principe d'incertitude de Heisenberg, l'incertitude naturelle de mesure peut exister toute le temps, l'incertitude par l'homme, par instrument de mesure et par la méthode. La relation entre l'incertitude de la position et l'incertitude de quantité de mouvement est :

$$\Delta x \cdot \Delta P_x \geq \hbar \quad (27.11)$$

où  $\Delta x$  est l'incertitude de la position,  $\Delta P_x$  est l'incertitude de quantité de mouvement. Le principe d'incertitude est importante dans le développement la mécanique quantique et permet de comprendre mieux la loi de probabilité ou la probabilité d'un événement.

**Exemple 4 :** Une particule alpha de masse  $6.7 \times 10^{-27}$  kg se déplace à une vitesse  $6 \times 10^6$  m/s. Si l'incertitude de la vitesse est  $0.5 \times 10^6$  m/s, quelle est l'incertitude de la position de la particule alpha, si la masse de la particule alpha ne change pas.

**Solution :** En appliquant la relation de l'incertitude :

$$\Delta x \cdot \Delta P_x \geq \hbar \Rightarrow \Delta x \geq \frac{\hbar}{\Delta P_x}$$

où

$$\Delta P_x = m\Delta v_x = 6.7 \times 10^{-27} (0.5 \times 10^6) = 3.35 \times 10^{-21} \text{ kgm/s}$$

et

$$\hbar = \frac{h}{2\pi} \approx 1.055 \times 10^{-34} \text{ J.s}$$

Donc,

$$\Delta x \geq \frac{\hbar}{\Delta P_x} = \frac{1.055 \times 10^{-34}}{3.35 \times 10^{-21}} = 3.1 \times 10^{-14} \text{ m}$$

## 5. Structure atomique en mécanique quantique

Selon le principe d'incertitude, on ne peut pas savoir la position et la nature du mouvement de l'électron qui tourne autour le noyau. Mais on ne peut savoir que la probabilité de trouver un électron dans certain position. Tous les caractères de l'électron peuvent obtenues par résoudre l'équation de Schrödinger, les solutions de l'équation de Schrödinger peuvent descrire tous des propriétés de l'électron et complet que le modèle atomique de Bohr. La probabilité de trouver un électron autour un atome est un nuage du noyau, si la probabilité d'un électron est grande, alors, le nuage du noyau dans cette position est importante. La probabilité de trouver un électron autours le noyau a plusieurs types. Pour l'atome hydrogène, dans le cas où le niveau d'énergie de l'électron est minimale, le parquet de nuage est un cercle. La probabilité de trouver un électron de même distante du noyau est égale. Dans le cas où le niveau d'énergie est plus haute, le parquet de nuage n'est pas un cercle. En plus, la mécanique quantique définit le nombre quantique  $n = 1, 2, 3, \dots$  et le niveau d'énergie des électrons est la même que celle du modèle atomique de Bohr :

$$E_n = -\frac{1}{2} \frac{mk^2 e^4}{\hbar^2} \left( \frac{1}{n^2} \right)$$

L'explication des spectres de l'atome hydrogène explique comme le modèle atomique de Bohr. Mais la mécanique quantique peut expliquer la séparation d'un spectre en plus de raies d'un atome de plus d'un électron, lorsque l'atome est proche d'un champ magnétique. En plus, la mécanique quantique peut expliquer les propriétés de conduction d'un conducteur, d'un semi-conducteur et d'un matériau isolant et elle permet rapidement de développer la technologie électronique. On peut dire que la mécanique quantique ouvre le nouveau monde et permet de comprendre exactement la nature.

## Exercices

1. Le courant photoélectrique sera-t-il augmenter ou diminuer, si l'intensité du faisceau augmente ? comment varie-t-elle l'énergie cinétique maximale de photoélectron si la fréquence de la lumière diminue ?
2. Calculer l'énergie des photons (en Joule et en électron-volt) de la lumière verte de longueur d'onde 550 nm et de la lumière rouge de longueur d'onde 680 nm.
3. Dans l'étude de l'effet photoélectrique, l'expérimentateur a noté la fréquence  $f$  et le potentiel d'arrêt  $U_a$  voir le tableau ci-dessous. Tracer la courbe représentative du potentiel d'arrêt en fonction de la fréquence. Puis calculer la fréquence initiale, la constante de Planck et le travail d'extraction.

$f (\times 10^{14})$ Hz	12	9.5	8.2	5.6
$U_a$ (V)	3	2.1	1.6	0.5

4. Un corps de masse 50 g se déplace rectiligne à une vitesse 50 m/s. Si l'incertitude de mesure de la vitesse est 0.01 m/s. Quelle est l'incertitude de sa position ?