

# **PHYSIQUE ATOMIQUE**

## **Chapitre II**

### **Modèle de Bohr, et nombres quantiques**

#### **Plan**

- I. Introduction**
- II. Modèle de N. Bohr**
- III. Postulats de N. Bohr**
- IV. Calcul des niveaux d'énergie de l'hydrogène**
- V. Loi de H. Moseley**
- VI. Nombres quantiques, effet Zeeman**
- VII. Configuration électronique des atomes**
- VIII. Application : Les lasers**
  - 1. Caractéristiques de la lumière laser
  - 2. principe du fonctionnement
  - 3. Différents éléments du laser
  - 4. Domaines d'application des lasers

A. Zellagui

## I. Introduction

Les objectifs de ce chapitre sont :

- Etudier le modèle de Bohr

Calculer les niveaux d'énergie de l'atome le plus simple (à 1 seul électron): Hydrogène, et en déduire les niveaux d'énergie des hydrogénoides (atomes à 1 électron mais à plusieurs protons)

- Etaler le modèle de Bohr aux transitions donnant le rayonnement X, en apportant les modifications adéquates.
- Définir les quatre nombres quantiques ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  et  $m_s$ ), qui caractérisent parfaitement, et d'une manière unique, l'état d'énergie d'un atome. On profitera pour parler de l'effet Zeeman qui a permis de mettre en évidence le nombre quantique magnétique.
- Donner la configuration électronique de n'importe quel élément atomique, (état neutre ou ionique), connaissant le nombre total d'électrons.
- On finira ce chapitre par donner l'utilité de la physique atomique pour expliquer le fonctionnement des lasers.

## II. Modèle de N. Bohr

Différents modèles ont été proposés pour expliquer les raies spectrales :

### 1) Modèle de J.Thomson :

L'atome est assimilé à une sphère positive avec des électrons qui vibrent librement à l'intérieur. Ceci explique bien le rayonnement continu, mais on est loin d'interpréter la discontinuité du rayonnement dans les raies spectrales.

### 2) Modèle de E. Rutherford

Modèle de type planétaire, les électrons qui gravitent autour du noyau chargé positivement. L'électron ayant émis du rayonnement, son énergie baisse, et par conséquent la décroissance de sa vitesse le conduit à se rapprocher le plus du noyau. Ce modèle présente donc un défaut, car l'électron n'est jamais tombé sur le noyau !.....

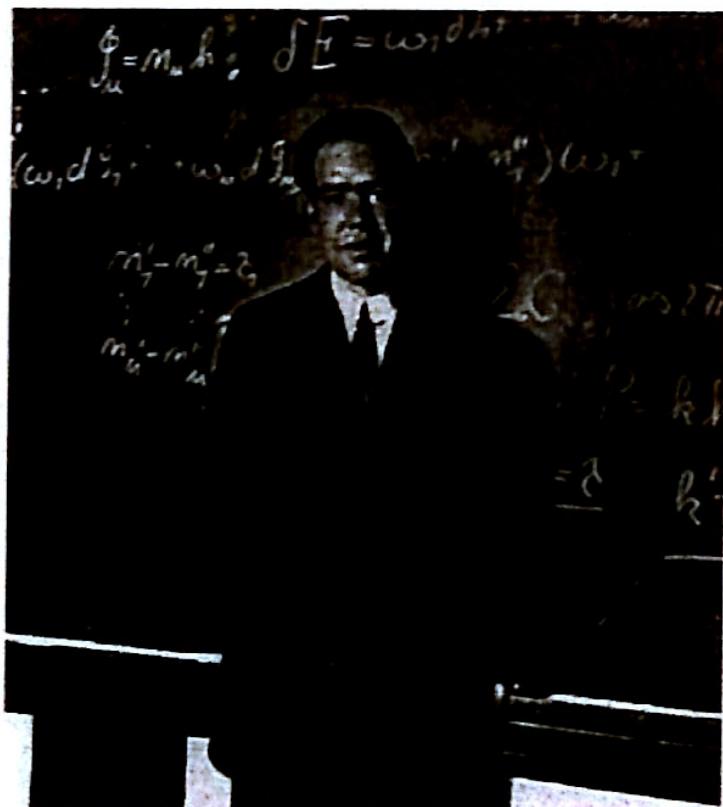
### 3) Modèle de N.Bohr

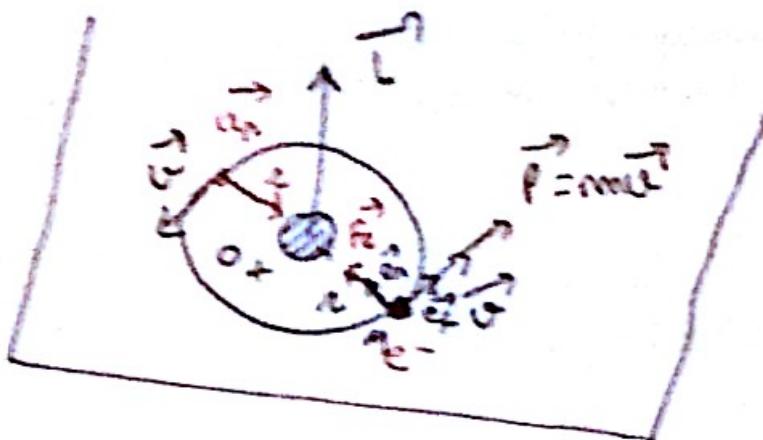
Dans ce modèle, l'électron décrit des trajectoires circulaires ou elliptiques, mais il suppose qu'il existe certaines orbites (ou trajectoires) où l'électron n'émet pas de rayonnement. Pour cela il défini des postulats

### III. Postulats de N.Bohr

Il y a quatre postulats sur lesquels N. Bohr s'est basé pour établir les niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène

1. Lorsqu'un électron est sur des orbites quantifiées, il n'émet pas de rayonnement, il se trouve donc dans un état dit stationnaire.
2. Les lois de la mécanique classique s'appliquent au mouvement orbital de l'électron dans un état stationnaire, mais ne peuvent s'appliquer lors d'une transition d'un état vers un autre.
3. Pour une transition, l'écart d'énergie entre deux états est converti en un seul photon de fréquence  $\nu$ , tel que:  $\Delta E = h\nu$ ; où  $h$  est la constante de Planck.
4. Les orbites sont caractérisées par des valeurs quantifiées (discretées) du moment cinétiques : moment de la quantité de mouvement ( $\vec{p} = m\vec{v}$ ) et qui est donné par:  $|\vec{L}| = |\vec{r} \wedge \vec{p}| = n\hbar$  (n est le nombre quantique principal et  $\hbar = h/2\pi$ )





$$L = \vec{r} \times \vec{p}$$

$$\|\vec{L}\| = |\vec{r} \times \vec{p}| = m_e v r \sin\left(\frac{\pi}{2}\right) = \vec{r} \times \vec{p}$$

$$\boxed{n = \frac{r\hbar}{m_e v}} \quad \text{4ème postulat de Bohr}$$

$$\sum \vec{F}_{\text{ext}} = m \vec{a}$$

$$F_e = m \vec{a}_n$$

"

$$\frac{k e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

4ème postulat :  $L = \hbar n$

- \*  $F_e$
- \* PFD
- \*  $E_n = E_C + E_P$

$\rightarrow$

$$\boxed{E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ (eV)}}$$

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

## IV. Calcul des niveaux d'énergie

### 1. Expression du rayon de la trajectoire

A l'aide des lois de mécanique et au quatrième postulat de Bohr, on montre que les trajectoires de l'électron appartenant à l'atome d'hydrogène sont quantifiées. L'expression du rayon de l'orbite d'indice  $n$  est donnée par :

$$r_n = \left(\frac{\hbar^2}{m.k.e^2}\right).n^2 \quad \text{Où } n \text{ est le nombre quantique qui prend des valeurs entières de 1 à } \infty.$$

### 2. Energie totale.

En tenant compte des énergies cinétique et potentielle de l'électron de l'atome d'hydrogène, on trouve que son énergie totale est quantifiée et s'exprime par :

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2} \quad (\text{Exprimée en electronvolts : eV})$$

### 3. Fréquences et longueurs d'onde

#### a) Fréquence

La fréquence de transition d'un niveau supérieur d'énergie  $E_m$  (de nombre quantique  $m$ ) vers un niveau inférieur d'énergie  $E_n$  (de nombre quantique  $n$ ) est :

$$\nu_{m,n} = \frac{\Delta E}{h} = \frac{E_m - E_n}{h} = \frac{13.6.e}{h} \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

#### b) Longueur d'onde

$$\text{On sait que : } \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Ce qui donne :

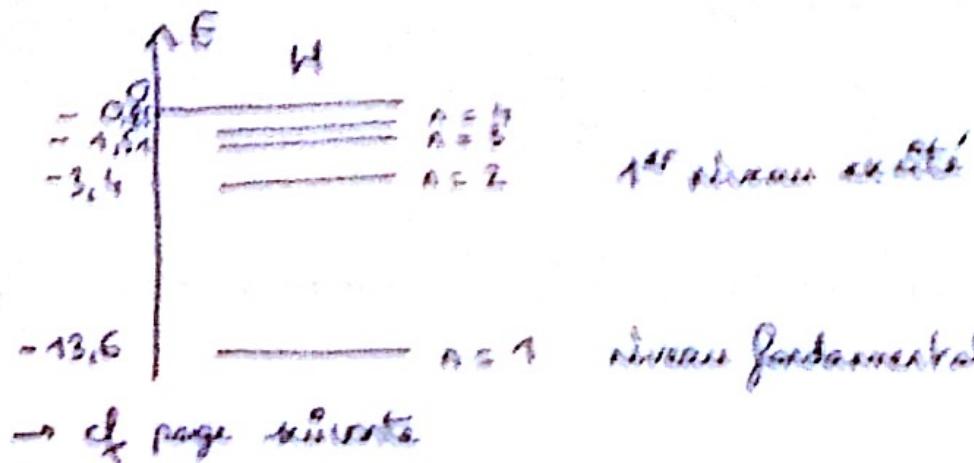
$$\frac{1}{\lambda_{m,n}} = R_H \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) ; m > n$$

(que pour atome  
d'hydrogène)

$$\underline{R_H = \frac{13.6.e}{h.c} = 1.096.10^7 \text{ m}^{-1}}$$

(Constante de Rydberg)

$$E_0 = \frac{-13.6}{a^2} \text{ (eV)}$$



A hand-drawn energy level diagram. At the top, there is a horizontal line labeled  $E_m(m)$ . Below it, another horizontal line is labeled  $E_n(n)$ . A vertical arrow points downwards from  $E_m(m)$  to  $E_n(n)$ , indicating a transition between the two levels. The label  $h\nu_{m,n}$  is written to the left of the arrow.

$$\Delta E_{m,n} = h \nu_{m,n}$$

$$\underbrace{E_m - E_A}_{\text{ff}} = \frac{hc}{\lambda_{m,A}}$$

$$\text{ex} \left( -\frac{13,6}{m^2} - \left( -\frac{13,6}{n^2} \right) \right) = \frac{\hbar c}{\lambda_{\text{max}}}$$

Reportar  
en factores

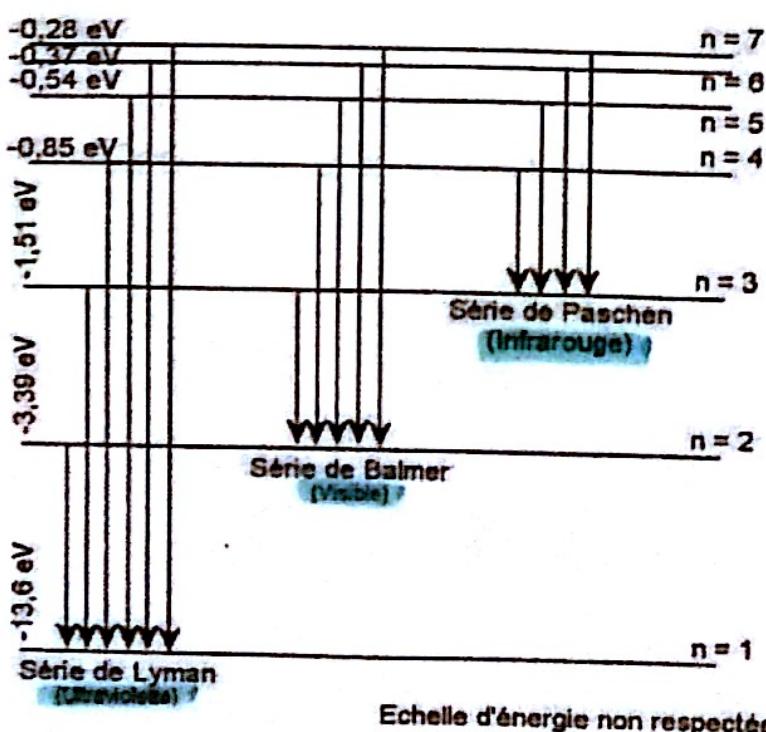
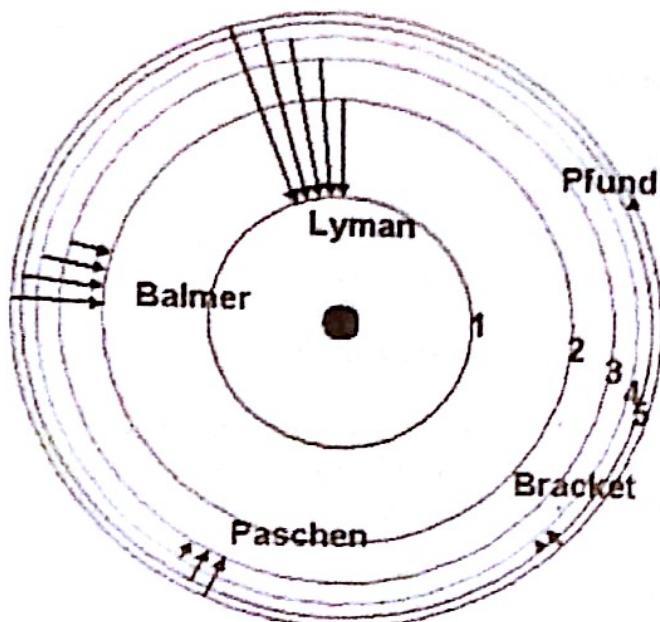
$$\frac{1}{\lambda_{min}} = \frac{13,6}{hc} \times \left( \frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

## Concrete de Reykjavík

## Raies spectrales de l'hydrogène (Fig. 1)

On note quelques séries de longueurs d'ondes importantes telles que :

- **Série de Lyman**: (Domaine spectrale : U.V lointain)  
Ce sont toutes les transitions de  $m = 2, 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$  vers  $n = 1$
- **Série de Balmer**: (Domaine spectral : visible)  
Ce sont toutes les transitions de  $m = 3, 4, 5, 6, 7, \dots, \infty$  vers  $n = 2$
- **Série de Paschen**: Domaine spectral : Infrarouge  
Ce sont toutes les transitions de  $m = 4, 5, 6, 7, 8, \dots, \infty$  vers  $n = 3$



Echelle d'énergie non respectée

*Remarque :*

Pour d'autres éléments atomiques que l'hydrogène, on note :

Série K : toutes les transitions vers  $n = 1$

Série L : toutes les transitions vers  $n = 2$

Série M : toutes les transitions vers  $n = 3$

## V. Loi de Moseley

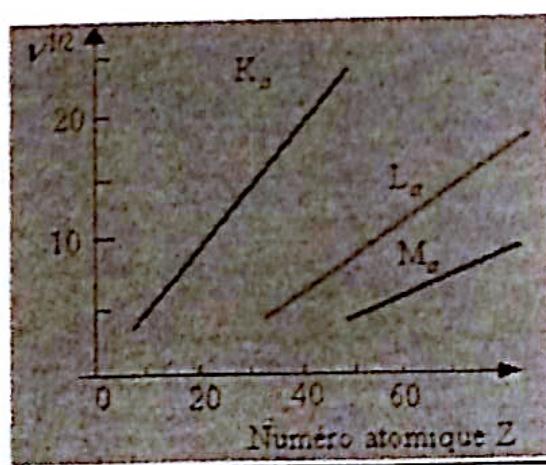
La théorie de Bohr ne peut s'appliquer à des atomes plus complexes (atomes à plusieurs électrons), car dans le modèle déjà présenté, on ne tient pas compte de l'interaction entre les différents électrons mais que de l'interaction entre un électron et le noyau. Pour élargir l'application de ce modèle, H. Moseley a mesuré les longueurs d'onde des raies spectrales des séries K et L (couches proches du noyau), de plus de 40 éléments de numéros atomiques Z différents. Ces longueurs d'ondes appartiennent au domaine spectral : rayonnement X.

### 1. Définition du rayonnement X

Si un atome est frappé par un projectile à haute énergie, un électron d'une couche inférieure peut être éjecté de son orbite, ce qui permet à un électron d'une orbite plus élevée d'effectuer une transition vers la place vacante : c'est l'émission d'un rayonnement X.

### 2. Courbe de Moseley (fig. 2)

La courbe montre une proportionnalité entre la racine carré de la fréquence :  $\sqrt{\nu}$  et le numéro atomique de l'élément : Z. On constate que la courbe théorique (trait plein) coïncide parfaitement avec les points expérimentaux et cela pour un numéro atomique  $Z_{\max} = 50$ .



### 3. Interprétation

Si on reprend le calcul du modèle de Bohr pour un atome à Z protons et à un électron, la charge du noyau étant  $Z \cdot e$  ce qui un facteur  $(Z^2 \cdot e^4)$  à la place de  $e^2$ . (Voir expression....). Par conséquent l'énergie totale d'un niveau de nombre quantique principal n devient :

$$E_n = \frac{-13.6 \cdot Z^2}{n^2} \quad (\text{Exprimée en eV}).$$

En effet pour le rayonnement X les transitions se font vers les niveaux les plus proches du noyau (couches K, L,...), ce qui est légitime de négliger l'interaction de l'électron concerné avec les autres électrons de l'atome.

### 4. Conclusion

On peut donc appliquer le modèle de Bohr pour les cas suivants :

- Atome d'hydrogène :

$$E_n = \frac{-13.6}{n^2} \quad (\text{en eV})$$

23

- Hydrogénoides (atome à un électron et à Z protons, obtenu après une ou plusieurs ionisations)

$$E_n = \frac{-13.6 \cdot Z^2}{n^2} \quad (\text{En eV}) ; (Z \text{ est le nombre de protons}).$$

- Atome neutre dont le nombre d'électrons est  $Z_{\max} = 50$

$$E_n = \frac{-13.6 \cdot Z^2}{n^2} \quad (\text{En eV}) \quad (\text{Pour le domaine des rayons X})$$

☞ (uniquement pour  $n = 1$ )  
série K uniquement

## VI. Nombres quantiques

Les nombres quantiques sont des entiers ou demi-entiers, positifs ou négatifs, qui caractérisent parfaitement un état quantique (ou état d'énergie d'un atome)

Ces nombres sont déterminés par la théorie quantique. Quelques uns ont été mis en évidence expérimentalement.

Il existe 4 nombres quantiques :

$n$  = nombre quantique principal (nombre d'orbites possibles)

$l$  = nombre quantique secondaire (type de l'orbite)

$m_l$  = nombre quantique magnétique (inclinaison de l'orbite)

$m_s$  = nombre quantique de spin (rotation de l'électron sur lui-même)

### 1. Nombre quantique principal : n

n : caractérise le nombre de trajectoires (ou d'orbites possibles)

n = 1 couche K

n = 2 couche L

n = 3 couche M

### 2. Nombre quantique secondaire : l

Ce nombre quantique caractérise le type de l'orbite de l'électron, la théorie quantique montre que :

$$0 \leq l \leq n-1$$

On a la relation suivante :

$$\frac{a}{b} = \frac{n}{l+1},$$

Tel que : a = demi grand axe de l'orbite, et b = demi petit axe de l'orbite

#### Noms des orbites :

$l=0$ , Orbitale s (« sharp »)

$l=1$ , orbitale p (« principal »)

$l=2$ , orbitale d (« diffuse »)

$l=3$ , orbitale f (« fundamental »)

$l=4$ , orbitale g

----- (par ordre alphabétique)

### 3. Nombre quantique magnétique : $m_l$

Ce nombre caractérise les orientations possibles de l'orbite

tel que :  $-l \leq m_l \leq +l$ , où l est le nombre quantique secondaire.

A l'aide de la théorie quantique, on montre la quantification de  $L_z$  (projection du moment orbital  $\vec{L}$  sur l'axe Oz). En effet on trouve les résultats quantiques suivants :

$$\begin{cases} L_z = m_l \hbar \\ \| \vec{L} \| = \sqrt{l(l+1)} \end{cases}$$

$$\begin{matrix} n, l, m_l, m_s \\ \downarrow \\ 1, 2, 3, \dots, 0, 1, 2, \dots -l \leq m_l \leq l \end{matrix} \quad \pm \frac{1}{2}$$

n	l	ml	orbital	niveau d'énergie	type de l'orbite	$\frac{a}{b}$
1	0s	0	s	1s	cercle	$\frac{1}{1} = 1 \rightarrow \text{rall} = 0^\circ$
2	{0s 1p}	0 -1; 0; +1	s p	2s 2p	ellipse cercle	$\frac{a}{b} = 2$ $\frac{a}{b} = 1$
3	{0s 1p 2d}	0 -1; 0; +1 -2; -1; 0; +1; +2	s p d	3s 3p 3d	ellipse ellipse cercle	$\frac{a}{b} = 3$ $\frac{a}{b} = \frac{3}{2}$ $\frac{a}{b} = 1$

deuxièm  
axe

$$\frac{a}{b} = \frac{n}{l+2}$$

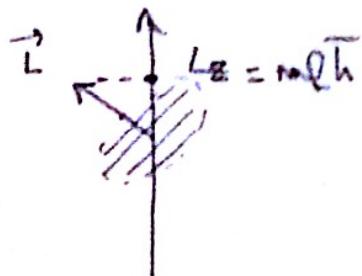
deuxièm  
axe



ellipse

$$\text{si } \frac{a}{b} = 1 \rightarrow \text{ cercle}$$

ml donne l'inclinaison (la trajectoire peut s'orienter dans n'importe quel sens)



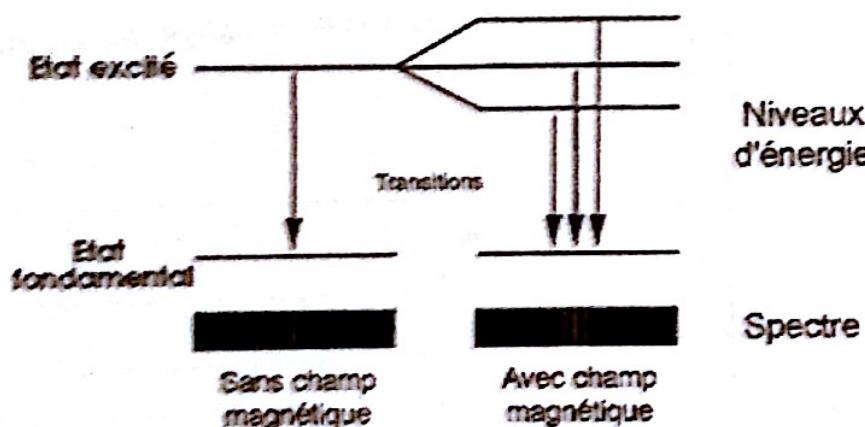
### a. Mise en évidence du nombre quantique $m_z$

#### Effet Zeeman

On constate que lorsque l'on place des atomes d'hydrogène dans un champ magnétique  $\vec{B}$ , le spectre des raies d'émission est dédoublé. L'apparition des nouvelles raies (appelé aussi dédoublement de raies) est due à l'interaction entre le moment magnétique de l'électron de l'hydrogène :  $\vec{\mu}_e$  et le champ magnétique  $\vec{B}$ , c'est l'effet Zeeman.

En effet cette interaction permet à l'électron de récupérer de l'énergie, ce qui lui permet d'acquérir de nouveaux niveaux d'énergie et par conséquent de nouvelles raies dans le spectre.

Nous allons calculer cette énergie d'interaction par effet Zeeman et montrer que celle-ci est quantifiée et qu'elle est fonction de  $L_z$ , ce qui montre la quantification de  $L_z$ . On valide ainsi le résultat quantique :  $L_z = m_z \hbar$ .



dedoublement de raies dû à l'interaction de l'électron avec le champ magnétique  $B$

#### b. Calcul de l'énergie d'interaction par effet Zeeman

$$\Delta E_{int} = -\vec{\mu}_e \cdot \vec{B} = \mu_B m_z B$$

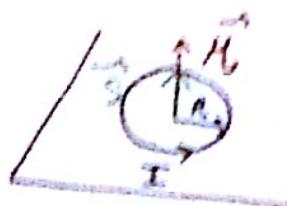
Où  $\mu_B = \frac{e\hbar}{2m_e} = 9.27 \cdot 10^{-24} JT^{-1}$  : constante appelée magnéton de Bohr.



### magnétostatique

- \* spirale de rayon  $R_1$  traversée par  $I$

$$\vec{\mu}_B = I \cdot \vec{S}$$



$$* \Delta E_{\text{int}} = - \vec{\mu}_B \cdot \vec{B}$$

L'énergie d'interaction entre la spirale et le champ  $\vec{B}$

$$\vec{\mu}_B = I \cdot \vec{S}$$

$$= I \cdot S_R^3 = I \cdot \pi r^2 n$$

$$I = \frac{qe}{\Delta t} = \frac{-e}{2\pi n} \omega \quad (\omega = \frac{2\pi n}{\Delta t})$$

$$\vec{\mu}_B = \frac{-e}{2\pi n} \omega \cdot \pi r^2 n \quad (L = |\overrightarrow{OM} \times \overrightarrow{v}| = rm\omega)$$

$$\vec{\mu}_B = \frac{-eL \vec{\omega}}{2m} = \frac{-e\vec{L}}{2m} \quad ①$$

$$① \Delta E_{\text{int}} = - \vec{\mu}_B \cdot \vec{B}$$

$$(\vec{B}(g)) \Leftrightarrow \Delta E_{\text{int}} = + \frac{e\vec{L}}{2m} \cdot \vec{B}$$

$$= \frac{e}{2m} \left( \frac{L_x B_x}{\vec{B}} + \frac{L_y B_y}{\vec{B}} + \frac{L_z B_z}{\vec{B}} \right)$$

$$\Delta E_{\text{int}} = \frac{e}{2m} L_z B \quad \Rightarrow$$



### physique atomique

rotation d'un e<sup>-</sup> autour du rayon  
l'e<sup>-</sup> produit  
un courant I  
tel que

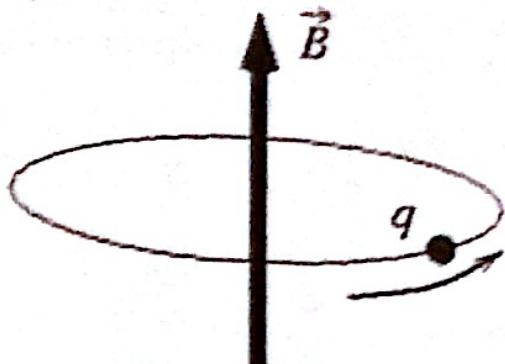


Le moment magnétique de l'e<sup>-</sup>  
est  $\vec{\mu}_e$   $\boxed{\vec{\mu}_e = I \cdot \vec{S}} \quad ②$

$$* \Delta E_{\text{int}} = - \vec{\mu}_e \cdot \vec{B} = ? \quad ②$$

(Interaction entre l'e<sup>-</sup>  
(de l'atome d'hydrogène) et  
le champ  $\vec{B}$ )

## Moment orbital et moment magnétique



$\Rightarrow$  Si on remplace  $L_z = m\vec{\epsilon}\vec{h}$  (résultat prévu par la théorie quantique)

$$\Rightarrow \Delta E_{\text{int}} = \frac{e}{2m} m\vec{\epsilon}\vec{h} \cdot \vec{B} = \left(\frac{e}{2m}\vec{\epsilon}\right) \vec{m}_L \cdot \vec{B}$$

On pose  $\mu_B = 1$  magnétron de Bohr  $= \frac{e\vec{h}}{2m}$

$$\frac{\Delta E_{\text{int}}}{Joule} = \mu_B \cdot m\vec{\epsilon} \cdot \frac{B}{tesla} \rightarrow \mu_B = 9,27 \cdot 10^{-24} \text{ J.T}^{-1}$$

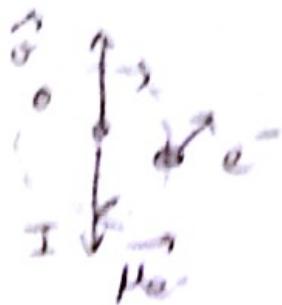
Constante

La théorie classique donne (magnétisme):  $\Delta E_{\text{int}} = \frac{e}{2m} L_z B$

Théorie quantique  $L_z = m\vec{\epsilon}\vec{h}$

$$\Delta E_{\text{int}} = \mu_B \cdot m\vec{\epsilon} \cdot B \quad (\text{énergie d'int quantifié}) \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Validé par l'expérience} \\ \text{de Zeeman, car il y a} \\ \text{un dédoublement de raies.} \end{array} \right.$$

$$\vec{L} = \vec{r}_e \times m_e \vec{v}$$



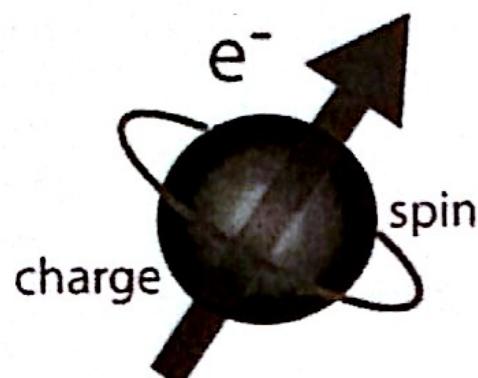
Effet Zeeman a provoqué la quantification de  $L_z$

$L_z = m_e \hbar$  (prévus par la théorie quantique  
où  $m_e$  = nombre quantique magnétique)

$$[-l \leq m_e \leq +l]$$

#### 4. Nombre quantique de spin $m_s$ : Expérience de Stern-Gerlach

L'électron tournant autour du noyau, peut aussi tourner sur lui-même, on caractérise ce mouvement par le moment angulaire de spin  $\vec{S}$   
L'expérience qui a mis en évidence ce moment est celle de Stern-Gerlach



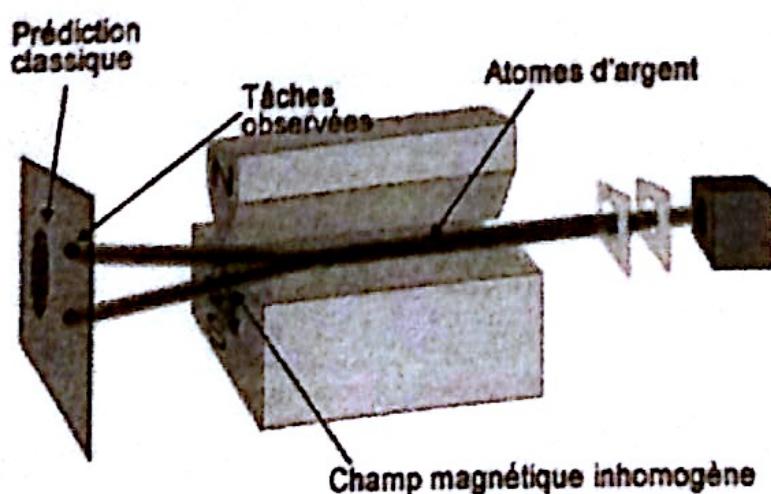
Expérience de Stern-Gerlach

##### Interprétation :

L'expérience de Stern et Gerlach consiste à envoyer un flux d'atomes d'argent à travers l'entrefer d'un électroaimant. On devrait ne pas obtenir de déviations du flux si l'atome d'argent est *diamagnétique* (aucune interaction avec un champ magnétique).

L'expérience montre que le d'atome d'argent est dévié non seulement dans une direction par un champ magnétique mais également dans une direction symétrique, de manière équiprobable, la masse du dépôt d'argent en chacun des points d'impact étant identique.

Cette interprétation a été validée par un calcul théorique, on trouve donc un nouveau moment de spin  $\vec{S}$  de projection sur l'axe Oz :  $m_s = \pm \frac{1}{2}$



## VII. Configuration électronique des atomes

C'est la façon dont sont répartis les électrons sur les différentes orbitales. Un atome possède  $Z$  électrons, occupant les différents niveaux d'énergie, ce remplissage se fait selon les critères suivants :

### 1. Principe de stabilité :

A l'état fondamental, les électrons occupent les niveaux les plus bas, ce qui correspond à une énergie minimale et donc une stabilité maximale.

### 2. Principe d'exclusion de Pauli :

Deux électrons ne peuvent exister dans le même état quantique. Si les valeurs  $n, l, m_l$ , sont les mêmes alors ils diffèrent par leur spin  $s = +1/2$  et  $s = -1/2$ . Ce principe limite à  $2n^2$  le nombre maximal d'électrons pour les orbitales correspondant au même  $n$ .

### 3. Règle de Hund :

Les électrons occupent un nombre maximal d'orbitales avant de saturer chaque orbitale.

### 4. Règle de Klechkovsky :

L'ordre de remplissage des orbitales se fait par ordre croissant d'énergie, donné par la règle de Klechkovsky.

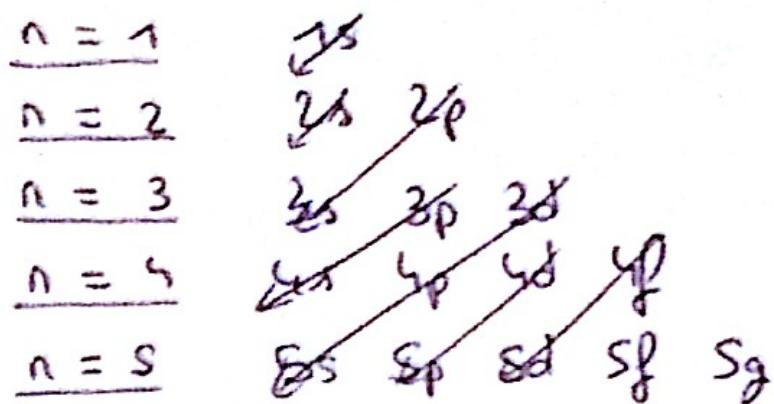
#### Remarque

Il est commode pour élaborer la configuration électronique des atomes de représenter une orbitale par une case dite case quantique.

$n=1$	$l=0$	$m_l=0$	1s	spin $+ \frac{1}{2}$ plus probable
$n=2$	$\begin{cases} l=0 \\ l=1 \end{cases}$	$m_l=0$	2s	
		$m_l=-1, 0, 1$	2p	

$\Rightarrow$  Configuration de l'azote:  $1s^2 2s^2 2p^3$

Règle de Klechkowsky : Ordre de remplissage des couches

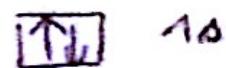


Exemple d'application Fe ( $Z = 26$ ) ( $26 e^-$ )

$$n=1 \quad l=0 \quad ml=0$$

$$n=2 \quad l=0 \quad ml=0$$

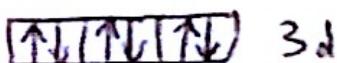
$$l=1 \quad ml=-1, 0, 1$$



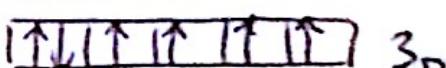
$$n=3 \quad l=0 \quad ml=0$$



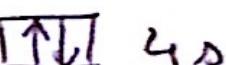
$$l=1 \quad ml=-1, 0, 1$$



$$l=2 \quad ml=-2, -1, 0, 1, 2$$



$$n=4 \quad l=0 \quad ml=0$$



$$l=1 \quad ml=-1, 0, 1$$



$$l=2 \quad ml=-2, -1, 0, 1, 2$$



$$l=3 \quad ml=-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$$

Fe:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$  (faire ça d'abord)

## VIII. Applications: Le laser

Le premier laser a été réalisé par MAIMAN (Physicien Américain) en 1960. Le mot laser signifie (Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation), c.à.d. amplification de la lumière par émission stimulée de rayonnement (fig.5)

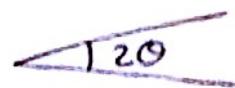
### 1. Caractéristiques de la lumière laser :

- Directivité du faisceau

Une source de lumière comme la lampe à incandescence, flamme ou tube à décharge.... émet dans toutes les directions. En revanche, les lasers émettent de façon naturelle, sans dispositif annexe, un faisceau de lumière très directif? c'est la propriété la plus spectaculaire.

Ordre de grandeur de l'angle de divergence étant de  $20^{\circ}$

- \* Un laser Hélium-Néon (He-Ne) :  $\theta = 1 \text{ mrad}$
- \* Une lampe :  $\theta = 100 \text{ mrad}$



- Monochromatique

En spectroscopie, la lumière émise par une source donne un spectre continu ou de raies; une telle lumière n'est pas monochromatique. Le laser est une lumière monochromatique (une seule longueur d'onde).

- Cohérence

Nous obtenons facilement des franges d'interférences avec un faisceau laser (exemple : des fentes de Young), ceci prouve que la lumière du faisceau est cohérente. En effet les ondes lumineuses du laser ont une différence de phase constante. Avec une source ordinaire, nous n'obtenons pas d'interférences car les ondes sont incohérentes (phases des ondes aléatoires).

### 2. Principe de fonctionnement du laser

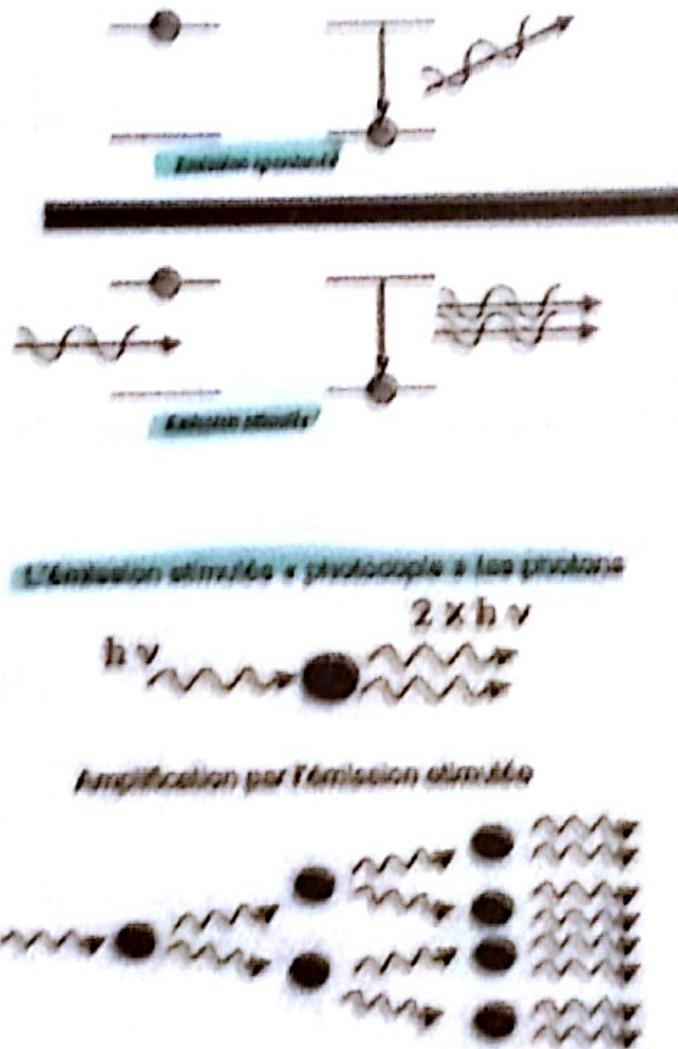
Comment la lumière cohérente du laser est elle produite ?

#### L'émission stimulée

Un atome est généralement dans son état fondamental correspondant à l'état de plus basse énergie  $E_1$ . Lorsque l'atome est porté à un niveau d'énergie plus élevé  $E_2$  (par absorption d'un photon), il ne reste dans cet état excité que durant un temps très court (10ns environ). L'atome revient à l'état fondamental en émettant un photon d'énergie:  $h\nu = E_2 - E_1$ . C'est l'émission spontanée de la lumière.

Lorsque les atomes se désexcitent, les ondes émises avec la même fréquence n'ont aucun rapport de phase entre elles : la lumière est par conséquent incohérente. Ces ondes sont également émises dans toutes les directions.

**Il existe un second type d'émission, l'émission stimulée** (ou amplification) prévue par A. Einstein dès 1917. Lorsqu'un atome se met au niveau excité  $E_2$ , le choc d'un photon d'énergie  $h\nu$  provoque sa désexcitation, il se produit une émission d'un photon identique au photon incident (de même phase, même fréquence, et de même direction), ce dernier n'est donc pas absorbé.



### 3. Différents éléments du laser.

Le laser comprend trois éléments essentiels (fig.6) :

- **Milieu actif**
- **Source de pompage**
- **Cavité résonante**

### a-Milieu actif

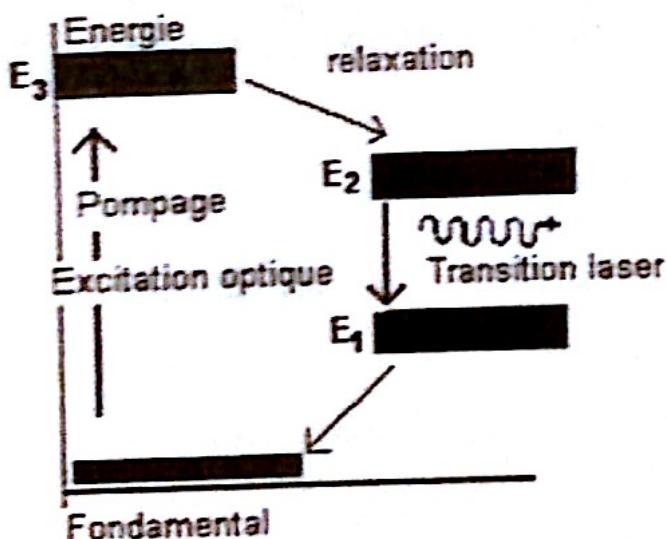
Milieu constitué d'atomes ou de molécules dans lequel se fait la transition laser (émission stimulée)

Le milieu actif peut être :

- 1) Un gaz (décharge électrique : plasma) (laser He-Ne, CO<sub>2</sub>, Ar+....)
- 2) Un solide (laser Yag, Saphir-titanate, à rubis,....)
- 3) Un liquide (laser à colorants)
- 4) Semi-conducteur : Diodes lasers.

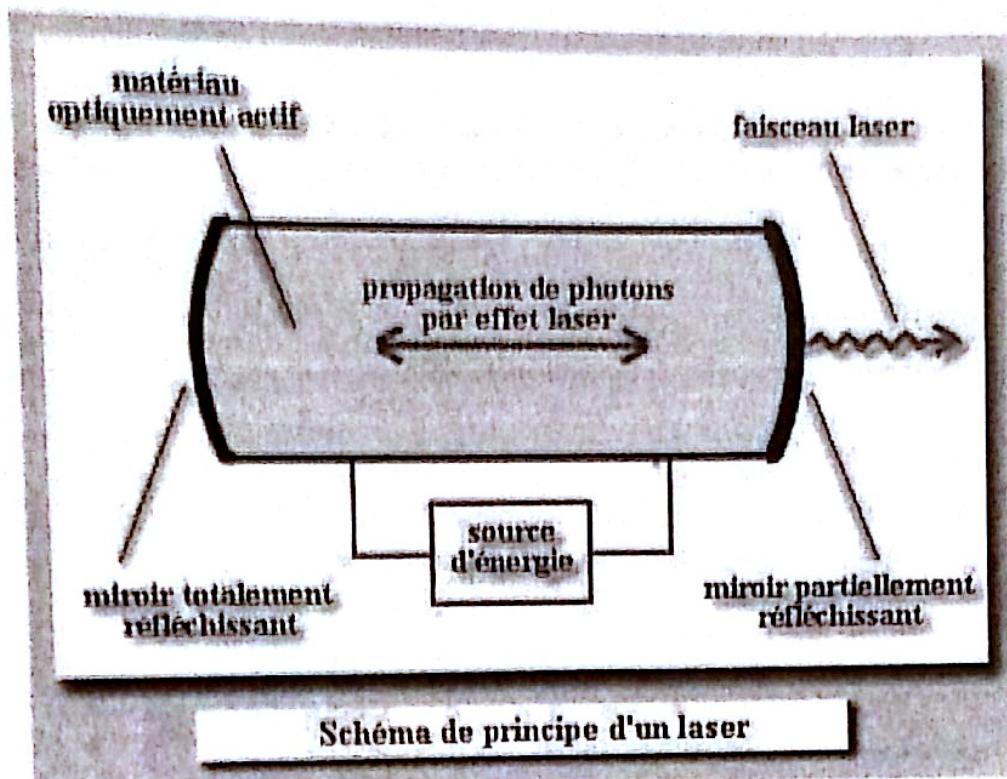
### b- Source de pompage

C'est une énergie extérieure pour assurer l'inversion de population ( $N_2 > N_1$ ), ainsi le nombre d'émission stimulée sera supérieur au nombre d'absorption. (fig.1). La source de pompage peut-être un décharge électrique (pour les lasers à gaz), ou un flash (pour les lasers à solides). On peut aussi utiliser comme source d'autres lasers : pompage optique.



### e) Cavité résonnante

C'est le milieu amplificateur, formé de 2 miroirs (fig.2). A chaque aller-retour, les photons stimulent d'autres photons à leur passage, ainsi le nombre de photons augmente, ce qui fait le gain et la puissance du laser.



### 4. Domaines d'application des lasers

#### 1- En physique

Un laser est une O.E.M.P.P.S parfaite, on peut donc l'utiliser pour :

- La spectroscopie moléculaire et atomique : établir la structure fine des niveaux d'énergie grâce au balayage en fréquence de très haute résolution fournit par les lasers.
- La séparation isotopique (physique nucléaire).
- Fusion thermonucléaire (chauffage grâce aux lasers puissants).
- L'holographie (meilleure interférence avec les faisceaux lasers : lumière plus cohérente).
- Télécommunications : fibres optiques

## **2- En industrie**

- Soudure, découpage
- Alignement de haute précision
- Lecture de code barre (grâce aux diodes lasers)

## **3- Milieu médical**

- Ophtalmologie : résoudre l'astigmatisme, recoudre des rétines.
- Chirurgie : avec un laser à CO<sub>2</sub> de 10 à 20 W, on peut ouvrir des tissus très fins sans hémorragie.
- Photothérapie du cancer.