

الفصل الثالث

البنية الالكترونية للذرة

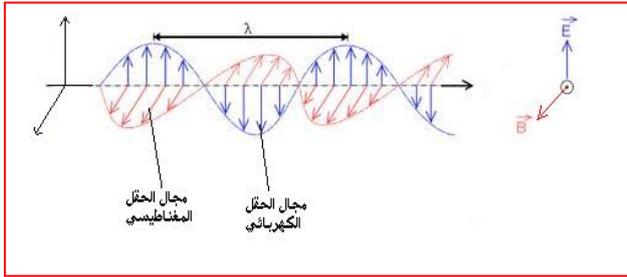
I. مقدمة : (نقد النموذج الذري ل Rutherford)

توصلنا في الفصل السابق إلى النموذج الكوكبي الذري المقترح من طرف رودرفورد و لكن الأبحاث التي جاءت من بعد أوجدت تناقضات في هذا النموذج و كما انه لم يتمكن من الإجابة على الأسئلة التالية :

➤ حسب النظرية الكهرومغناطيسية الكلاسيكية كل جسم مشحون كهربائيا و يتحرك يجب أن يبث إشعاعا. إذا فالإلكترون الذي يدور يعطي إشعاعا ضوئيا و بالتالي قدرته الكلية تتناقص باستمرار إلى أن يفقدها كليا و يسقط على النواة.

➤ تناقص قدرة الإلكترون مستمرة فالإشعاع الناتج يجب أن يكون في هذه الحالة مستمر و لكن التجربة تبين عكس ذلك فالإشعاع ذرة الهيدروجين غير مستمر.

II. الأشعة الكهرومغناطيسية : (rayonnement électromagnétique)

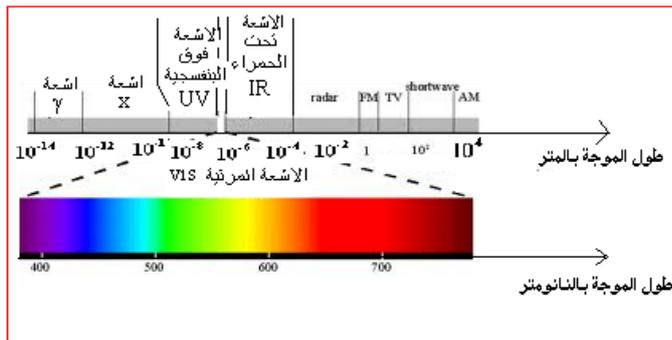


الضوء عبارة إشعاع ناتج عن اتحاد حقل كهربائي مع حقل مغناطيسي ينتشران بحركة موجية مجموع هاتين الحركتين هي عبارة عن حركة موجية تنتشر في الفراغ بسرعة c ثابتة قدرها $3 \times 10^8 \text{ m/s}$. تتميز هذه الحركة بطول موجة λ و هو البعد بين مغزلين متتاليين و يقاس بالانغستروم (Å), و بتواتر ν حيث :

$$\nu = \frac{c \text{ (m/s)}}{\lambda \text{ (m)}} \text{ (s}^{-1}\text{)}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} \text{ (m}^{-1}\text{, cm}^{-1}\text{)}$$

نعرف العدد الموجي بـ $\bar{\nu}$ حيث :



III. طيف الأشعة الكهرومغناطيسية :

مجموعة الإشعاعات الموجودة في الطبيعة تسمى بالطيف الكهرومغناطيسي و الضوء يمثل جزءا صغيرا منه.

IV. النظرية الكمية : (Plank 1900)

المظهر الجسيمي للإشعاع الضوئي عبارة عن جسيمات صغيرة جدا تسمى **الفوتونات** والتي تحمل طاقة ضوئية قدرها

$$E = h \nu$$

حيث: ν التواتر الإشعاعي.

h ثابت Plank و قدره

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ j.s}$$

طاقة الإشعاع مستمرة ولكنها موزعة بطريقة غير مستمرة في كميات بدائية تسمى **quanta**.

V. الفعل الكهروضوئي: (effet photoélectrique)

عندما يصطدم إشعاع كهرومغناطيسي بصفحة معدنية, هذه الأخيرة يمكنها أن تبتث الكترونات. هذا الانبعاث لا يتم إلا

إذا كان تواتر الإشعاع اكبر من القيمة الحدية ν_0 التي تسمى **العتبة الكهروضوئية (seuil photoélectrique)**. القدرة

الحركية للإلكترونات المنزوعة لا تتوقف على شدة الضوء و إنما على تواتره.

$\nu_0 < \nu_1$ يمكن انتزاع الكترونات من الصفحة.

ν_0 هي العتبة الكهروضوئية و مميزة لكل مادة و يقابلها طاقة نرمل لها ب E_0 و نسمى **عامل إصدار (facteur d'émission)**,

إذا كان الفوتون يحمل طاقة اكبر من عامل الإصدار فالقدرة الزائدة تعطى كقدرة حركية للإلكترون المنزوع أي :

$$E - E_0 = E_C = 1/2 m v^2$$

$E > E_0$ طاقة الفوتون \leftarrow

تمرين

يتميز معدن الليثيوم بتواتر عتبة $\nu_1 = 5.76.10^{14} \text{ Hz}$.

- احسب سرعة الإلكترونات المنبعثة من سطح قطعة معدنية من الليثيوم (تحت الفراغ) بواسطة إشعاع أحادي اللون طول

موجته $\lambda = 3600 \text{ \AA}$

VI. طيف ذرة الهيدروجين (الطيف المرئي) (spectre d'atom d'hydrogène)

الطيف المرئي هو جزء من الطيف الكلي من الأشعة

الكهرومغناطيسية. في التجربة عندما يمتص غاز الهيدروجين طاقة

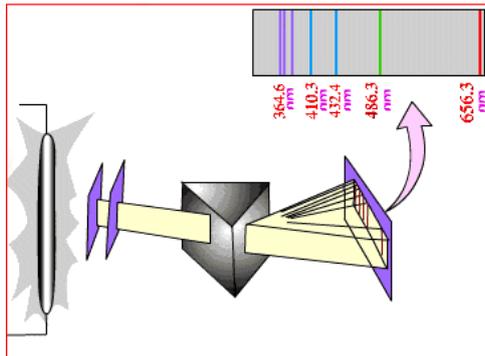
فانه ينتج إصدار للضوء عند ضغط منخفض و بتفريغ كهربائي

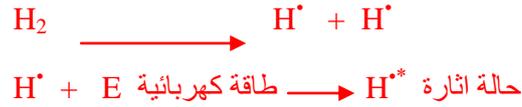
يتألق الغاز الموجود في أنبوب و يظهر الضوء الصادر بلون

الوردي (و هو عبارة عن لون مركب من عدة ألوان أخرى)

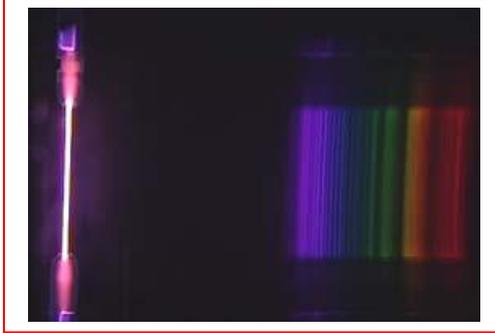
عندما تصطدم الإلكترونات الصادرة عن المهبط و جزيئات

الهيدروجين تفككها كيميائي :





و بمجرد ما تصل إلى هذه الحالة تعود تلقائيا إلى حالتها أساسية (كل جملة تفضل أن تكون في حالة استقرار) مع اصدار



طيف ذرة الهيدروجين عند تحليله بموشور وجد انه يتكون من ألوان متعددة هي: الأحمر، الأخضر و الأزرق، والبنفسجي . و بالإضافة إلى هذا الطيف المرئي هناك سلاسل من أشعة فوق البنفسجية و تحت الحمراء . و تشكل مجموعة هذه الإشعاعات المرئية و الغير المرئية الطيف الكامل لطيف ذرة الهيدروجين.

1. طيف انبعاث ذرة الهيدروجين و قوانين توزيع الخطوط :

مجموعات الخطوط التي تمثل طيف انبعاث ذرة الهيدروجين تسمى **سلاسل**. يمكن حساب العدد الموجي لكل خط

بالعلاقة التالية :

$$\bar{\sigma} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_2 > n_1$$

بحيث : $\bar{\sigma}$ العدد الموجي .

$$R_H = 1,09677 \times 10^5 \text{ cm}^{-1} \quad \text{ثابت ريد بارغ Rydberg قيمته التجريبية}$$

n_1, n_2 : عدنان طبيعيين يختلفان عن الصفر و n_1 تدل على السلسلة أما n_2 تدل على خط داخل السلسلة .

التمرين

في سلسلة بالمر لطيف ذرة الهيدروجين أين $n_1 = 2$, تواتر الخط الذي يوافق اصغر طول موجة يساوي $8.227 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$

- أحسب الثابت R_H .

➤ السلاسل الطيفية

(a) سلسلة ليمان : (Lyman)

تقع في المجال الفوق بنفسجي UV و تعرف السلسلة ب: $n_1 = 1$ و $n_2 = 2, 3, 4, \dots$

(b) سلسلة بالمر : (Palmer)

تقع في المجال المرئي vis و تعرف السلسلة ب: $n_1 = 1$ و $n_2 = 3, 4, 5, \dots$

(c) سلسلة باشن : (Baschen)

تقع في المجال الأشعة تحت الحمراء IR و تعرف السلسلة ب: $n_1=3$ و $n_2=4, 5, 6 \dots$

(Brackett) : سلسلة براكط :

تقع في المجال الأشعة تحت الحمراء القريبة PIR و تعرف السلسلة ب: $n_1=4$ و $n_2=5, 6, 7 \dots$

(Pfund) : سلسلة بفوند :

تقع في المجال الأشعة تحت الحمراء البعيدة LIR و تعرف السلسلة ب: $n_1=5$ و $n_2=6, 7, 8 \dots$

2. طيف الانبعاث لايونات أشباه الهيدروجين: (les hydrogènoïdes)

نسمي أشباه الهيدروجين كل الذرات التي تحمل Z بروتون في نواتها و يدور حولها إلكترون واحد أو هي كل الذرات

التي تفقد إلكتروناتها و تحتفظ بواحد فقط.

مثال : ${}^2\text{H}^{2+}$, ${}^3\text{Li}^{2+}$, ${}^4\text{Be}^{3+}$

$$\bar{\nu} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_2 > n_1$$

تعطى علاقة ريتز- بالمر في هذه الحالة كمايلي :

التمرين

تعطى الأعداد الموجية لخطوط ايون شبيه بالهيدروجين بالعلاقة التالية

$$\bar{\nu} = R_x q - \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad ; \quad n_1 < n_2 \in \mathbb{N}$$

الخط الذي له طول موجة أعظمي لهذا العنصر في سلسلة ليمان هو $\lambda_{\max} = 134.6^\circ \text{A}$

1- أحسب الثابت R_x ثم استنتج العلاقة بين R_H و R_x .

2- احسب العدد الذري لهذا العنصر و كذلك شحنته.

VII. النموذج الذري لبور : (le modèle atomique de Bohr 1913)

لإبعاد تناقضات نموذج رودرفورد و لتفسير عدم استمرارية طيف ذرة الهيدروجين اقترح بور معتمدا على نظرية الكم

لبلانك نمودجا جديدا للذرة من خلال المسلمات التالية :

1. يدور الإلكترون حول النواة في مدارات دائرية ثابتة و معينة تسمى **المدارات المستقرة** يوافق كل منها بالنسبة

للذرة مستوى طاقي محدد.

2. الحالات المستقرة المسموحة للإلكترون هي تلك التي يكون فيها عزمه الحركي P بالنسبة للنواة يأخذ قيم كاملة

$$P = \frac{n h}{2\pi} \quad (n = 1, 2, 3 \dots)$$

3. مضاء $\frac{h}{2\pi}$ ؛ و لدينا العبارة الكلاسيكية للعزم الحركي هي كمايلي:

$$P = m v r$$

mv : كتلة الإلكترون \times سرعته وتمثل هذه القيمة كمية الحركة.

r : نصف قطر المدار .

p : العزم الحركي.

ومنه تنتج عبارة الشرط الثاني :

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (\text{شرط التكميم})$$

4. لا يشع الإلكترون طاقة كهرومغناطيسية أثناء حركته وفق مدار من هذه المدارات المستقرة. و عندما ينتقل من مدار

إلى آخر ففرق الطاقة بين المدارين هو ΔE حيث :

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}}$$

5. يشع الإلكترون أو يمتص طاقة ، عندما ينتقل (يعبر ، يقفز) من مدار مستقر إلى مدار مستقر آخر .

انطلاق من هذه المعطيات أمكننا تحديد بعض خواص الإلكترون.

تمرين

يصطدم فوتون ذو طول موجة $\lambda = 113.6^\circ \text{A}$ بالعنصر X^{q+} (التمرين السابق ص 4) في حالته الأساسية

1- إلى أي مدار ينتقل إلكترون الايون X^{q+}

2- بين على مخطط طاقي هذا الانتقال واحسب تواتره

أحسب الطاقة المحررة عندما يعود الإلكترون إلى حالته الأساسية

1. حساب الطاقة الحركية للإلكترون بالنسبة للهيدروجين :

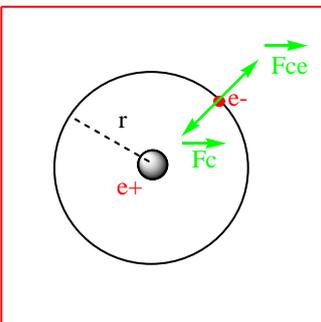
حتى يبقى الإلكترون يدور حول النواة و لا يسقط عليها يجب

أن يكون مجموع القوى المؤثرة عليه معدوما. القوى المؤثرة على

الإلكترون في مداره هي :

القوة الكولونية \vec{F}_c حيث :

$$|\vec{F}_c| = \frac{K|qq'|}{r^2}$$



$k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} =$	9×10^9 (MKSA)
	1 (CGS)

حيث :

ϵ_0 تسمى سماحة الفراغ

$$|\vec{F}_{ce}| = \frac{m_e v^2}{r}$$

\vec{F}_{ce} القوة الطاردة المركزية

بالنسبة للإلكترون:

$$|\vec{F}_C| = |\vec{F}_{ce}| \rightarrow \frac{K e^2}{r^2} = \frac{m v^2}{r} \rightarrow \boxed{m v^2 = \frac{K e^2}{r}}$$

يمكن استنتاج القدرة الحركية للإلكترون :

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \rightarrow \boxed{E_c = \frac{1}{2} \frac{K e^2}{r}}$$

2. تعيين نصف قطر المدارات للهيدروجين و أشباهه :

$$m v^2 = \frac{K Z e^2}{r} \Rightarrow m^2 v^2 = \frac{m K Z e^2}{r} \quad (1)$$

من المسلمة الثانية لبور:

$$m v r = \frac{n h}{2\pi} \Rightarrow m^2 v^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 r^2} \quad (2)$$

من (1) و(2) وبتعويض قيمة K نجد:

$$\boxed{r = \frac{h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2} \frac{n^2}{Z}}$$

$$h = 6.62 \times 10^{-34} \text{ J.s} \quad \text{بحيث :}$$

$$\epsilon_0 = 0.884 \times 10^{-11} \text{ C}^2/\text{N.m}^2$$

$$m = 9.1 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

بالنسبة لذرة الهيدروجين: $Z=1, n=1$ نعوض فنجد: $r = a_0 = 0.53 \times 10^{-10} \text{ m}$ ومنه:

$$a_0 = 0.53 \text{ \AA}$$

$$r_n = a_0 \frac{n^2}{Z}$$

إذا:

تمرين

إشعاع ذو طول موجة 0.1 nm ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$) يحدث تأين ذرة شبيهة للهيدروجين في حالته الأساسية.

- احسب الشحنة النووية و قوة التجاذب المؤثرة من طرف النواة على الإلكترون.
- احسب نصف قطر المدار الإلكتروني الذي يوافق حالة الايثار الأولى لهذه الذرة.

3. تعيين سرعة إلكترون على مداره :

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad \Rightarrow \quad v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

انطلاقاً من المسلمة الثانية لبور:

$$v = \frac{h}{2\pi m a_0} \frac{Z}{n}$$

بتعويض قيمة r نجد:

$$V_1 = 2.18 \times 10^6 \text{ m/s}$$

بالنسبة لذرة الهيدروجين: $Z=1, n=1$ نعوض فنجد:

و منه :

$$V_n = V_1 \frac{Z}{n}$$

تمرين

- احسب سرعة الكترون موجود في المدار الثاني لبور لذرة الهيدروجين المثارة.
- ما هو طول الموجة الموافق لهذا الإلكترون ?

4. تعيين عبارة القدرة الكلية :

$$E_t = E_c + E_p$$

الطاقة الكلية

الطاقة الكامنة

الطاقة الحركية

$$E_c = \frac{1}{2} K \frac{Ze^2}{r}$$

$$E_p = -\frac{KZe^2}{r}$$

و بالتعويض نجد:

$$E_t = \frac{-KZe^2}{2r}$$

وبتعويض قيمة r و K نجد:

$$E_t = \frac{-me^4 Z^2}{8\epsilon_0^2 h^2 n^2}$$

$$E_1 = -13.54 \text{ eV}$$

بالنسبة لذرة الهيدروجين: $Z=1, n=1$ نعوض فنجد:

ومنه:

$$E_n = E_1 \frac{Z^2}{n^2}$$

تمرين

إذا كان طول الموجة للخط الحدي في طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين هو $1.875 \times 10^{-9} \text{ m}$;

- حدد السلسلة.
- احسب الطاقة التي توافق هذا الانتقال في حالة ايون He^+ .

VIII. طاقة الانبعاث :

عندما نعرف العدد الموجي $\bar{\nu}$ لخط في سلسلة ما نستطيع أن نحسب الطاقة المنبعثة من ذرة الهيدروجين.

$$\Delta E = h C \bar{\nu} \quad \leftarrow \quad \bar{\nu} = \frac{c}{\lambda} = C \bar{\nu} \quad \text{و} \quad \Delta E = h \bar{\nu}$$

ومنه

$$\Delta E = h C R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

IX. طاقة التأين للهيدروجين و أشباه الهيدروجين :

هي الطاقة اللازمة لإبعاد إلكترون من المدار n إلى المدار ∞ و يرمز لها بالرمز E_i بحيث:

$$E_i = E_\infty - E_n$$

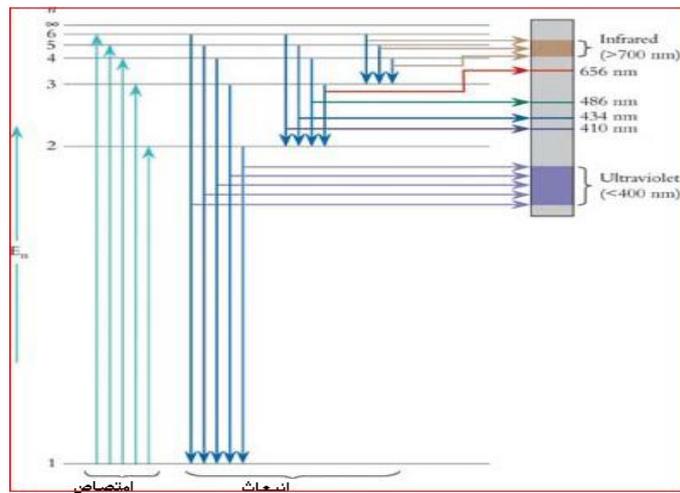
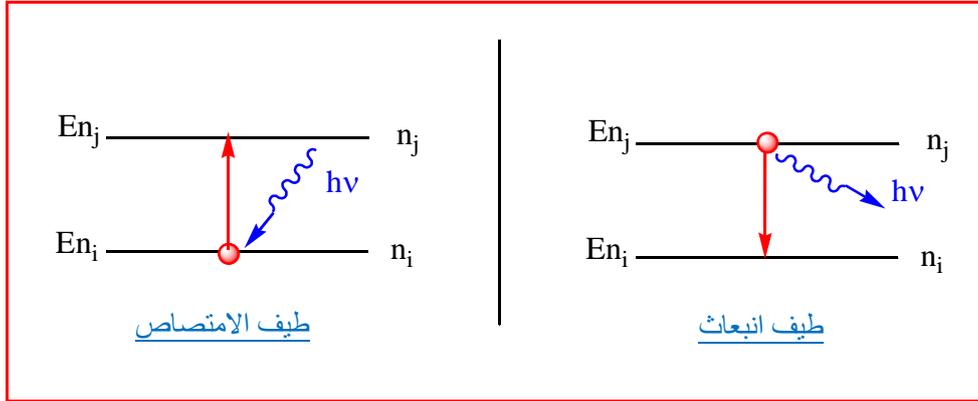
$$E_n = E_1 \frac{Z^2}{n^2} \quad \text{و} \quad E_\infty = 0 \quad \Rightarrow$$

$$E_i = -E_n = E_1 \frac{Z^2}{n^2}$$

X. تفسير أطيف الامتصاص و الانبعاث لذرة الهيدروجين و أشباهه حسب نظرية بور:

نحصل على طيف انبعاث عندما ينتقل إلكترون من مدار n_i ذو مستوى طاقي اقل إلى مدار n_j ذو مستوى طاقي اكبر بحيث $j < i$ و العكس بالنسبة لطياف الامتصاص. الفرق في الطاقة بين المدارين ΔE يسمح بمعرفة توتر الإشعاع الصادر بحيث:

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{initial}} = h\bar{\nu} = hc \bar{\lambda}$$



التمرين

انا كان طول الموجة للخط الحدي في طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين هو $\lambda = 8189 \text{ \AA}$

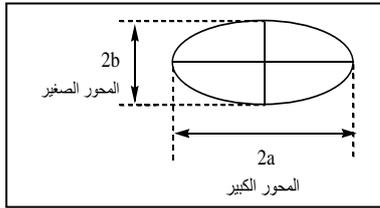
- 1- ماهو الانتقال الموافق والى اي سلسلة ينتمي
- 2- ماهي الطاقة الموافقة لهذا الانتقال بـ joul و ev
- 3- مثل هذا الانتقال على مخطط طاقي.
- 4- احسب طول الموجة الموافق لنفس الانتقال السابق والخاص بالهيدروجينويد He^4
- 5- احسب بطريقتين مختلفتين طاقة تأين الهيدروجين انطلاقا من الحالة المثارة الثانية

المعطيات :

$$RH=1.1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \quad h=6.62 \cdot 10^{-34} \text{ J.s} \quad ,E_1=-13.6\text{ev}$$

XI. النموذج الذري لسومرفيلد : (Sommerfeld)

استطاع بور أن يفسر أطيف ذرة الهيدروجين وأشباهه باستخدام مفهوم التكميم بالعدد الرئيسي n . ولكن هذه النظرية عجزت عن تفسير أطيف ذرات أكثر تعقد. لاحظ سومرفيلد باستعماله مطيافية ضوئية جديدة تضاعف الخطوط الطيفية الأولى الملاحظة عند بالمر لذلك عمم نظرية بور بنظرية أخرى يقترح فيها زيادة على المدارات الدائرية مدارات اهليجية. في حالة الاهليج نحصل على عدد كمي آخر يسمى k حيث عدد طبيعي و العلاقة بين n و k هي:



$$e = \frac{b}{a} = \frac{k}{n} \quad 0 \leq e \leq 1$$

و لتفسير هذا النموذج أدخلت الأعداد الكمية التالية :

1. العدد الكمي الرئيسي n :

يسمح بمعرفة : - المحور الكبير $2a$ حيث $2r_n = 2a$.

- المستوى الطاقي و كذلك الطبقة الالكترونية.

إذا كانت $n = 1$ يقابلها المستوى الطاقي E_1 ويقابلها الطبقة K .

إذا كانت $n = 2$ يقابلها المستوى الطاقي E_2 ويقابلها الطبقة L .

إذا كانت $n = 3$ يقابلها المستوى الطاقي E_3 ويقابلها الطبقة M .

2. العدد الكمي الثانوي ℓ :

$$k = \ell + 1$$

يسمح هذا العدد الكمي بمعرفة المدارات الفرعية و التي تسمى تحت الطبقات أو تحت المستويات حيث :

$$0 < e < 1 \quad \leftarrow \quad 0 \leq \frac{k}{n} \leq 1 \quad \leftarrow \quad 0 \leq \frac{\ell+1}{n} \leq 1 \quad \leftarrow \quad \text{لدينا :}$$

و منه نستنتج :

$$0 \leq \ell \leq n-1$$

مثال : ليكن $n=3$ هي الطبقة M . إذا ℓ يأخذ القيم 0, 1, 2.

$\ell=0 \Leftarrow$ تحت الطبقة $S \Leftarrow e = 1/3$ الاهليج أكثر تسطح.

$\ell=1 \Leftarrow$ تحت الطبقة $P \Leftarrow e = 2/3$ الاهليج اقل تسطح.

$\ell=3 \Leftarrow$ تحت الطبقة $d \Leftarrow e = 1$ دائرة.

3. العدد الكمي المغناطيسي m : (تأثير زيمان Zeeman)

هو ظاهرة انشقاق خطوط الطيف الصادرة من ذرات غاز تحت تأثير مجال مغناطيسي ثابت إلى عدة خطوط. الإلكترون في مساره هو عبارة عن تيار كهربائي يجتاز وشعة فينتج إذن حقل مغناطيسي \vec{M} محلي عمودي على مستوى المسار. عند تأثره بحقل مغناطيسي خارجي \vec{B} فان مستوى مسار الإلكترون ينحرف بزواوية θ بالنسبة لهذا الحقل.

$$\|\vec{OM}\| = p \cos \theta$$

P العزم الحركي.

$$\frac{mh}{2\pi} = \frac{\ell h}{2\pi} \cos \theta < \frac{mh}{2\pi} = p \cos \theta \Leftarrow \|\vec{OM}\| = \frac{mh}{2\pi} \quad \|\vec{OM}\| \text{ مكتم و يأخذ القيم}$$

$$\cos \theta = \frac{m}{\ell}$$

و منه :

و من جهة أخرى :

$$-1 \leq \cos \theta \leq +1 \Rightarrow -1 \leq \frac{m}{\ell} \leq +1 \Rightarrow -\ell \leq m \leq +\ell$$

مثال :

إذن كان $\ell = 2$ فان $-2 \leq m \leq +2$ قيم m هي : -2, -1, 0, 1, 2

$$m=0 \Rightarrow \theta = \pi/2$$

$$m=1 \Rightarrow \theta = \pi/3$$

$$m=-1 \Rightarrow \theta = 2\pi/3$$

$$m=2 \Rightarrow \theta = 0$$

$$m=-2 \Rightarrow \theta = \pi$$

يسمح العدد الكمي m بتعيين عدد المسارات في الطبقة الفرعية. العدد الكلي للمسارات في طبقة n يساوي n^2 .

4. العدد الكمي لللف الذاتي S: (Stern et Garlach)

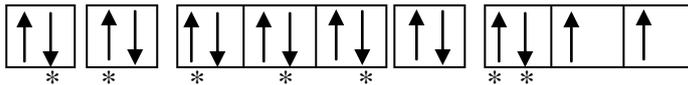
في هذه التجربة لاحظ العالمان بتأثير الحقل المغناطيسي تزدوج حزمة ذرات الفضة بقيمتين متساويتين و متعاكستين. رغم ان الكترون الفضة يوجد تحت الطبقة 5S ($m=0, \ell=0$) إذن هذا الازدواج ليس سببه العزم الحركي و لكن عزم آخر يسمى **العزم الحركي لللف الذاتي**. أي أن الإلكترون يدور حول نفسه في اتجاهين متعاكسين. قيمة العزم الحركي لللف الذاتي هي :

$$S = \pm \frac{1}{2}$$

تمرين 1

1- قارن بالنسبة لذرة متعددة الإلكترونات المستويات الطاقوية للاربيطالات الآتية: $4s, 3d, 4s, 4p, 5s, 6s$.

2- ما هو العدد الاعظمي للإلكترونات التي يمكن ان تحتلها الأوربيطالات الآتية: $4f, 3d, 4s, 3p$.



3- تمثل الإلكترونات لذرة بالشكل :

- ما هي الأعداد الكوانتية الأربعة s, m, ℓ, n للإلكترونات المؤشر عليها بنجمة.

- ما هو العدد الذري لهذا العنصر.

تمرين 2

- سلسلة الأرقام التالية للأعداد الكمية التالية, هل هي ممكنة?

- $n = 2, \ell = 2, m = 0$

- $n = 1, \ell = 0, m = 1$

- $n = 4, \ell = 1, m = -2$

- $n = 0, \ell = 0, m = 0$

- ليكن الإلكترونات الخمس التالية لنفس الذرة و المعرفة بالأعداد n, ℓ, m, S الكمية التالية :

- $n = 3, \ell = 1, m = 0, S = +1/2$

- $n = 4, \ell = 0, m = 0, S = -1/2$

- $n = 3, \ell = 2, m = 1, S = -1/2$

- $n = 3, \ell = 0, m = 0, S = +1/2$

- $n = 3, \ell = 1, m = -1, S = -1/2$

حدد تحت الطبقات الخاصة بكل إلكترون.