

الفصل الرابع:

التركيب الالكتروني للذرة

Electronic structure of atoms

I- نموذج رذرفورد الذري Ruheforrd's atomic model

إفترض رذرفورد ان الالكترونات تتحرك حول النواة بسرعة كافية لتكوين قوة طرد مركزية تعادل قوة جذب النواة، إلا ان قوانين الفيزياء أثبتت بأن أي جسم كالإلكترون عندما يدور حول النواة سوف يشع طاقة اثناء حركته، وبالتالي سوف يقترب بمسار حلزوني نحو النواة وفي النهاية يستقر فيها، وبالتالي سينهار النموذج وفق تصور رذرفورد له. ولحل هذه المعضلة لجأ علماء الطاقة الى نظرية جديدة تسمى نظرية تكميم الطاقة.

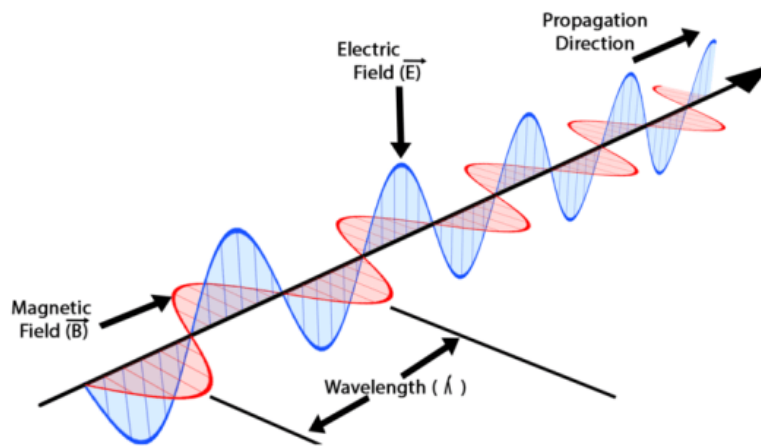
II. الطبيعة الازدواجية للإشعاعات الضوئية The Dual Nature Of Light

الإشعاع الكهرومغناطيسي هو أحد الطرق الكثيرة التي تنتقل بها الطاقة عبر الفضاء. إن الحرارة الناتجة عن الحريق المشتعل، وضوء الشمس، والأشعة السينية التي يستخدمها الطبيب، وكذلك الطاقة المستخدمة لطهي الطعام في الميكروويف كلها أشكال من الإشعاع الكهرومغناطيسي. في حين أن هذه الأشكال من الطاقة قد تبدو مختلفة تمامًا عن بعضها البعض، إلا أنها مرتبطة من حيث أنها جميعًا تظهر الطبيعة الموجية للضوء. ولقد اختلفت نظريات علماء الضوء والفيزياء، حول طبيعة الضوء، هل الضوء عبارة عن مجموعة موجات أم أنه يعبر عن تدفق لمجموعة من الجسيمات الضئيلة. ولقد أثبت ظواهر عديدة الطبيعة الموجية للضوء، دون أن يتم نفي طبيعة أنه ناتج لتدفق مجموعة من الجسيمات. وقد تم الاتفاق في علم الفيزياء على إمكانية الضوء للتبني السلوكين الموجي والجسمي.

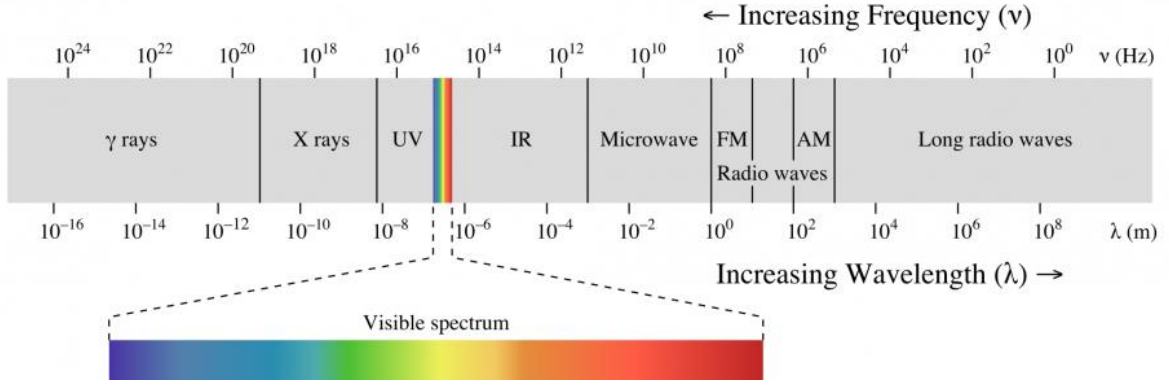
1. II . الطبيعة الموجية The Wave Nature of Light

إن الإشعاع الضوئي هو انتشار لحقلان احدهما كهربائي \vec{E} والآخر مغناطيسي \vec{B} متعامدان وعموديان على منحنى الانتشار، وكلاهما تابع جيبى بالنسبة للزمن.

Electromagnetic Wave



تتميز الموجة ب: تواترها ν وطولها λ حيث $\nu = \frac{1}{T} = C T = \frac{C}{\lambda}$
 حيث يكون المجال المرئي لعين الانسان كما في الشكل:



إن الطبيعة الموجية للضوء لا تسمح بشرح الانقطاع في الطاقة وبالتالي فهي لا تسمح بشرح ظواهر أخرى مثل الفعل الكهروضوئي Photoelectric Effect وهذا مما جعل ماكس بلانك و انشتاين يقترحان نظرية تكميم الطاقة .

- لقد بين ماكس بلانك ان الطاقة التي تحملها الموجة الضوئية هي مقادير محددة يطلق على الواحد

$$E = h\nu$$

منها اسم الكم وتحمل طاقة قدرها

ν : واطر الاشعاع الضوئي

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

h : ثابت بلانك

كما بين انشتاين Einstein ان الاشعاع الضوئي يتكون من جسيمات متناهية في الصغر تسمى فوتونات تنقل طاقة قدرها $E = m C^2$:

C : سرعة الضوء . m: كتلة الفوتون.

من العلاقتين السابقتين يمكن كتابة:

$$\left. \begin{array}{l} E = h \nu \\ E = m C^2 \end{array} \right\} \Rightarrow h \nu = m C^2 \Rightarrow \nu = \frac{m C^2}{h} \quad / \quad \nu = \frac{C}{\lambda}$$

$$\frac{C}{\lambda} = \frac{m C^2}{h} \Leftrightarrow \frac{1}{\lambda} = \frac{m C}{h} \Leftrightarrow \lambda = \frac{h}{m C}$$

II. 3. الفعل الكهروضوئي Photoelectric effect

عندما تسقط حزمة ضوئية طاقتها $E_{ph} = h \nu$ على سطح معدن فإن جزء من هذه الطاقة يستهلك في نزع الإلكترونات من سطح المعدن والجزء الآخر يظهر على شكل طاقة حركية (E_c) تنقل الإلكترونات

المنزوعة من سطح المعدن الى مستويات عليا حيث: $E_{ph} = E_0 + E_c$
 E_{ph} : طاقة الاشعاع الضوئي.

$E_0 = h\nu_0$ العمل اللازم لنزع الإلكترونات من سطح المعدن.

ν_0 تواتر العتبة وهو خاص بالمعدن

هي الطاقة الحركية التي تنقل الإلكترونات الى المستويات العليا. $E_c = \frac{1}{2} m v^2$

$$E_{ph} = E_c + E_0 = h \nu_0 + \frac{1}{2} m v^2 = h \nu$$

$$h(\nu - \nu_0) = \frac{1}{2} m v^2 \Leftrightarrow v^2 = \frac{2h(\nu - \nu_0)}{m}$$

$$\Leftrightarrow v = \sqrt{\frac{2h(\nu - \nu_0)}{m}}$$

وهي علاقة سرعة الإلكترونات المنزوعة من سطح المعدن.

حتى يحدث فعل كهروضوئي يجب ان يكون ($\nu \geq \nu_0$) أي ($E_{ph} \geq E_0$).

III. طيف انبعاث ذرة الهيدروجين Emission Spectrum of Hydrogen

باستعمال التفريغ الكهربائي داخل أنبوب يحتوي على غاز الهيدروجين تحت ضغط منخفض وبتطبيق

توتر عالي يتم اثاره ذرات الهيدروجين مما يؤدي الى توهجها حيث ينتج ضوء احمر اللون.

وعند مرور هذا الاشعاع الضوئي على مشور فانه يتحلل الى خطوط طيفية متقطعة تظهر على اللوح

الفوتوغرافي في منطقة فوق البنفسجية (UV) وفي المرئية (V) وتحت الحمراء (IR) .

يمثل كل خط من هذا الطيف اشعاعا كهرومغناطيسيا (ضوئيا) موافق لتواتر معين، تسمى مجموعة هذه

الخطوط : طيف انبعاث ذرة الهيدروجين .

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

وتسمى هذه العلاقة بعلاقة ريدبورج التجريبية الخاصة بذرة الهيدروجين.

$$R_H = 10967758 \cong 1,1 \times 10^7 m^{-1}$$

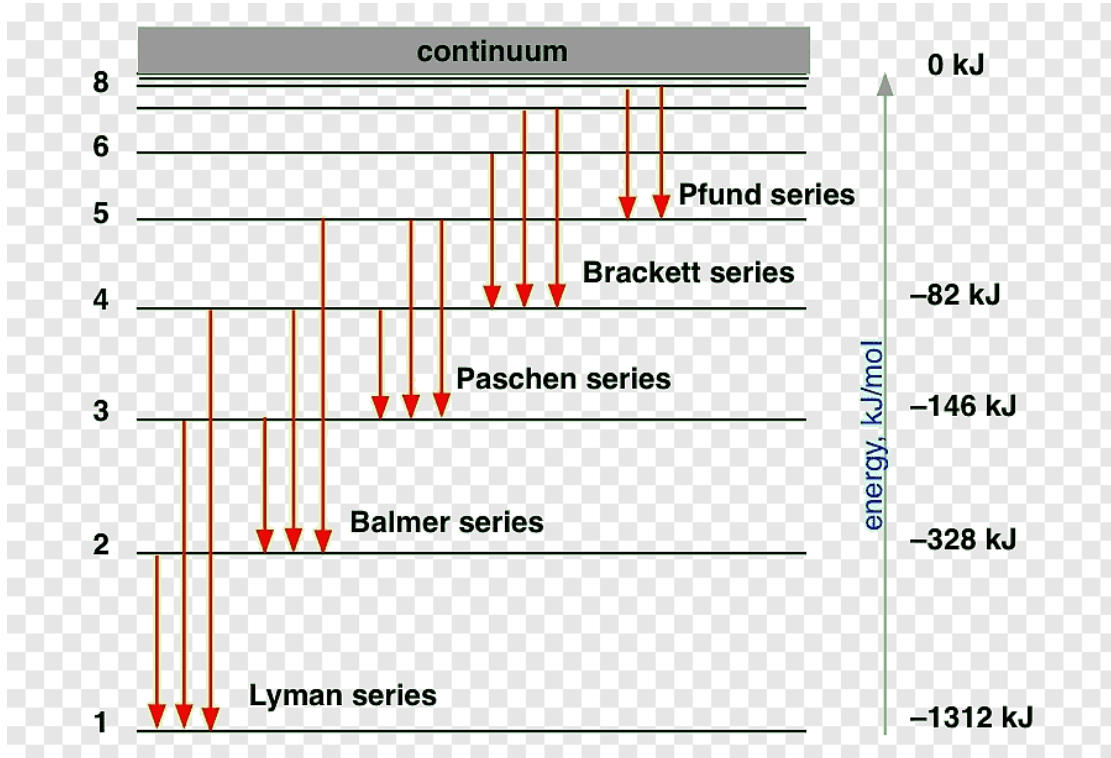
n_i, n_f : اعداد طبيعية تمثل المستوى الابتدائي والنهائي اللذان ينتقل بينهما الالكترونون .

- تفسير الطيف المنبعث من ذرة الهيدروجين

عند تعريض ذرات الهيدروجين للضغط المنخفض والتسخين فهذا يؤدي الى اثارته (تنشيطها او تحريضها) لينتقل الالكترون الوحيد من المستوى الابتدائي (n_i) الى مستوى اعلى (n_f).
الالكترونون لا يستقر في المستويات العليا بل سرعان ما يفقد طاقته المكتسبة ليعود الى المستوى الاساسي (مستوى الاستقرار) إما في خطوة واحدة او تدريجيا عبر المستويات الأخرى ليعطي سلاسل طيفية.

✓ تعرف خمسة سلاسل طيفية تحمل كل واحدة اسم مكتشفها:

$n_f = 2, 3, 4, 5, \dots\infty$	$n_i = 1$	سلسلة ليمان Lyman
$n_f = 3, 4, 5, 6, \dots\infty$	$n_i = 2$	سلسلة بالمر Balmer
$n_f = 4, 5, 6, 7, \dots\infty$	$n_i = 3$	سلسلة باشن Paschen
$n_f = 5, 6, 7, 8, \dots\infty$	$n_i = 4$	سلسلة براكت Brachett
$n_f = 6, 7, 8, 9, \dots\infty$	$n_i = 5$	سلسلة بفوند Pfund



IV . طيف امتصاص ذرة الهيدروجين Absorption spectrum of hydrogen atom

إن الذرات لا تنبعث فقط بالضوء وإنما تمتصه أيضاً. ولكي نتعرف على امتصاص الضوء، نعرض أنبوبة مملوءة بذرات الهيدروجين إلى حزمة من الضوء، فنلاحظ أن طيف الضوء الصادر يظهر على اللوح الفوتوغرافي على شكل خطوط سوداء (مظلمة) تفصلها نقاط مضيئة.

تمثل مجموعة الخطوط المظلمة طيف امتصاص ذرة الهيدروجين والذي يعطي أطوال موجة في منطقة الطيف فوق البنفسجية (UV).

عندما يمتص الكتلون ذرة الهيدروجين إشعاعاً ضوئياً (كمية من الطاقة) فإنه ينتقل إلى مستويات أعلى. عندما يفقد الكتلون ذرة الهيدروجين إشعاعاً ضوئياً (كمية من الطاقة) فإنه يعود إلى مستويات دنيا. في كلتا الحالتين امتصاص أو انبعاث فإن كمية الطاقة تعطى بالعلاقة:

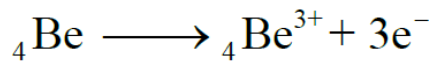
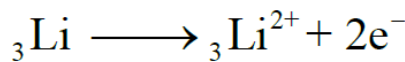
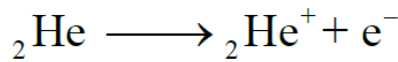
$$\Delta E = |E_{n_f} - E_{n_i}| = h\nu$$

V . نموذج بور Bohr model

يصور نموذج بور (بالإنجليزية Bohr model) الذرة كنواة صغيرة موجبة الشحنة محاطة بالإلكترونات الموجودة في مدارات - وذلك مثل النظام الشمسي. ونظراً لسهولة هذا النموذج فإنه لا يزال يستخدم كمقدمة لدارسي ميكانيكا الكم. سمي هذا النموذج "نموذج بور" على اسم العالم الفيزيائي الكبير نيلس بور الذي اقترحه لتمثيل ذرة الهيدروجين بحيث يتطابق هذا النموذج مع خطوط الطيف المنبعثة من ذرات الهيدروجين ويفسرها.

يقتصر هذا النموذج على دراسة الذرات ذات الكتلون واحد، ومنها الهيدروجين و أشباه الهيدروجين (الهيدروجينويد Les hydrogenoides)

أشباه الهيدروجين هي شوارد تحتوي على الكتلون واحد مثل الهيدروجين وتختلف في عدد البروتونات ومنها: ${}^4_2\text{He}^+$, ${}^3_3\text{Li}^{2+}$, ${}^4_4\text{Be}^{3+}$, ${}^5_5\text{B}^{4+}$



V.1. مسلمات (فرضيات) بور Postulates of Bohr Atomic Model

في نموذج بور يمكن للإلكترونات أن تكون فقط على مسافة محددة من البروتون المرتبطة به. وعند تواجدها في أى مكان آخر فإنه يستلزم فقد طاقة (بالإشعاع الضوئي) وأخيرا يقل نصف قطر دوران الإلكترون حول البروتون حتى تسقط فيه مما يؤدي لتدمير الذرة. وقد كان هناك دعم لهذه النظرية بخطوط الطيف، والتي وضحت أن الإلكترونات التي تدور في مدارات ينبعث منها ضوء في ترددات وطاقات معينة (كمات).

وعلى هذا فقد اقترح بور الفرضيات التالية:

- 1- يدور الإلكترون في مدارات دائرية لها طاقات كمية منفصلة حول البروتون تحت تأثير قوة التجاذب لكولوم، في هذه الحالة الذرة لا تشع وتسمى هذه المدارات بالمدارات المستقرة.
- 2- عندما يقوم إلكترون بعمل قفزة من مدار لآخر فإن فرق الطاقة إما يكتسب أو يفقد بوحدة واحدة كمية من الطاقة (تسمى فوتون)، والذي له طاقة تساوى الفرق بين طاقتي المدارين وتعطى بالعلاقة:

$$\Delta E = |E_{n_f} - E_{n_i}| = h\nu$$

- 3- عزم كمية الحركة للإلكترون (العزم الزاوي $m.v.r$) لا يأخذ إلا كميات متميزة مساوية لمضاعفات القيمة $(\frac{h}{2\pi})$

$$m v r = n \frac{h}{2\pi} \dots\dots\dots(1)$$

n: عدد طبيعي

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

V.2. حساب انصاف اقطار مدارات بور Calculate the radius of Bohr's orbit

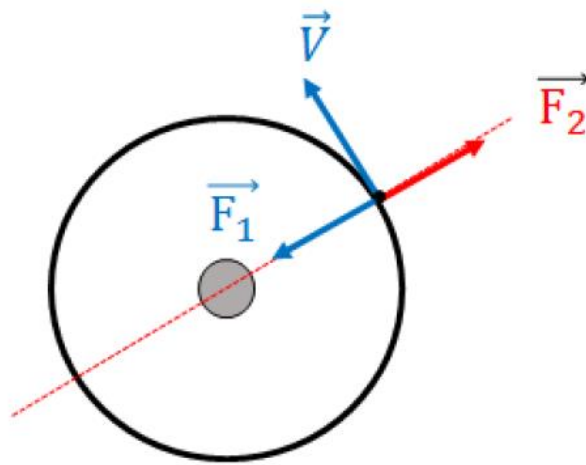
بالنسبة لذرة الهيدروجين واشباه الهيدروجين حسب نموذج بور، نصف القطر هو المسافة بين الإلكترون والنواة.

ذرة الهيدروجين ${}^1_1\text{H}$ واشباه الهيدروجين $({}_Z\text{X}^{(z-1)+})$ تحتوي على إلكترون سالب وعلى نواة موجبة $(+Ze)$ اذن توجد قوة جذب بين الإلكترون والنواة تعطى بعلاقة كولوم.

$$F_1 = K \frac{q_1 q_2}{r^2} \quad / \quad q_1 = Z e, \quad q_2 = -e$$

$$F_1 = -K Z \frac{e^2}{r^2} \dots\dots\dots(2) \quad \text{إذن:} \left(K = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} = 9 \cdot 10^9 \text{ (SI)} \right) \text{ ثابت } K$$

وبما أن الإلكترون يرسم مدارات مستقرة ولايسقط على النواة فهو يكون خاضعا لقوة ثانية (F₂) تسمى القوة الطاردة المركزية تساوي (F₁) في القيمة و تعاكسها في الاتجاه.



$$F_2 = m a_n = m \frac{v^2}{r} \dots\dots\dots(3)$$

$$\| \vec{F}_1 \| = \| \vec{F}_2 \| \Leftrightarrow K Z \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

$$\Leftrightarrow r = K Z \frac{e^2}{m v^2} \dots\dots\dots(4)$$

$$v = n \frac{h}{2\pi m r} \dots\dots\dots(5)$$

من العلاقة (1) يمكن كتابة:

بتعويض العلاقة (5) في العلاقة (4) نجد:

$$r = K Z \frac{e^2}{m \left(\frac{n h}{2\pi m r} \right)^2} = \frac{4\pi^2 m K Z e^2}{n^2 h^2} r^2$$

$$r_n = \frac{n^2}{Z} \underbrace{\left(\frac{h^2}{4\pi^2 m K e^2} \right)}_{a_0} \dots\dots\dots(6)$$

$$r_n = \frac{n^2}{Z} a_0 \dots\dots\dots(7) / a_0 = \frac{h^2}{4\pi^2 m K e^2} = 0,529 \cdot 10^{-10} m \approx 0,53 \text{Å}$$

ومنه العلاقة رقم (7) هي العبارة العامة لحساب نصف قطر ذرة الهيدروجين واشباه الهيدروجين.

مثال:

$$\text{بالنسبة لذرة الهيدروجين (H)} \left\{ \begin{array}{l} r_1 = \frac{1^2}{1} a_0 = a_0 = 0,53 \text{Å} \\ r_2 = \frac{2^2}{1} a_0 = 4 a_0 = 4 \cdot 0,53 = 2,12 \text{Å} \\ r_3 = \frac{3^2}{1} a_0 = 9 a_0 = 9 \cdot 0,53 = 4,77 \text{Å} \\ r_4 = \frac{4^2}{1} a_0 = 16 a_0 = 16 \cdot 0,53 = 8,48 \text{Å} \end{array} \right.$$

$$\text{بالنسبة لشبيه الهيدروجين (He+)} \left\{ \begin{array}{l} r_1 = \frac{1^2}{2} a_0 = \frac{a_0}{2} = \frac{0,53}{2} = 0,265 \text{Å} \\ r_2 = \frac{2^2}{2} a_0 = \frac{4 a_0}{2} = 2 a_0 = 2 \cdot 0,53 = 1,06 \text{Å} \\ r_3 = \frac{3^2}{2} a_0 = \frac{9 a_0}{2} = \frac{9 \cdot 0,53}{2} = 2,385 \text{Å} \\ r_4 = \frac{4^2}{2} a_0 = \frac{16 a_0}{2} = 8 a_0 = 8 \cdot 0,53 = 4,24 \text{Å} \end{array} \right.$$

3.V . حساب طاقات الحالات المستقرة calculate the energy of steady state

الطاقة الكلية للإلكترون في مداره المستقر تساوي مجموع طاقته الحركية وطاقته الكامنة:

$$E_T = E_p + E_c \dots \dots \dots (8)$$

الطاقة الكامنة (E_p) تساوي عمل قوة كولوم عندما يتحرك الإلكترون ذو الشحنة السالبة من مسافة (r) إلى (∞) وتكتب كما يلي:

$$E_p = \int_r^{\infty} F_1 dr = \int_r^{\infty} K \frac{q_1 q_2}{r^2} dr$$

$$E_p = - \int_r^{\infty} K Z \frac{e^2}{r^2} dr = -K Z e^2 \int_r^{\infty} \frac{1}{r^2} dr$$

$$E_p = - \frac{K Z e^2}{r} \dots \dots \dots (9)$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \quad \text{الطاقة الحركية } (E_c) \text{ تكتب كما يلي:}$$

من العلاقة (4) نجد: $v^2 = \frac{K Z e^2}{m r}$ بالتعويض في علاقة الطاقة الحركية (E_c) نجد:

$$E_c = \frac{1}{2} m \left(\frac{K Z e^2}{m r} \right) = \frac{K Z e^2}{2 r} \dots \dots \dots (10)$$

ومن هنا الطاقة الكلية تكون على الشكل:

$$E_T = E_n = E_p + E_c = - \frac{K Z e^2}{r} + \frac{1}{2} \frac{K Z e^2}{r}$$

$$E_n = - \frac{1}{2} \frac{K Z e^2}{r_n}$$

بتعويض علاقة (r_n) رقم (6) نجد:

$$E_n = -\frac{1}{2} \frac{K Z e^2}{\left(\frac{n^2}{Z} \frac{h^2}{4\pi^2 K Z e^2 m} \right)} = \frac{Z^2}{n^2} \left(-\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m}{h^2} \right)_{E_0}$$

$$E_n = \frac{Z^2}{n^2} E_0 \dots\dots\dots(11)$$

$$E_0 = -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m}{h^2} = -21,76 \cdot 10^{-19} (J) = -13,6 (ev)$$

وهي العلاقة العامة لحساب طاقات الحالات المستقرة في ذرة الهيدروجين واشباه الهيدروجين.

مثال:

بالنسبة لذرة الهيدروجين (H).

$$\left\{ \begin{array}{l} E_1 = \frac{1^2}{1^2} E_0 = E_0 = -13,6 \text{ ev} \\ E_2 = \frac{1^2}{2^2} E_0 = \frac{E_0}{4} = \frac{-13,6}{4} = -3,4 \text{ ev} \\ E_3 = \frac{1^2}{3^2} E_0 = \frac{E_0}{9} = \frac{-13,6}{9} = -1,511 \text{ ev} \\ E_4 = \frac{1^2}{4^2} E_0 = \frac{E_0}{16} = \frac{-13,6}{16} = -0,85 \text{ ev} \end{array} \right.$$

بالنسبة لشبيه الهيدروجين (He^+)

$$\left\{ \begin{array}{l} E_1 = \frac{2^2}{1^2} E_0 = 4E_0 = -54,4 \text{ ev} \\ E_2 = \frac{2^2}{2^2} E_0 = \frac{4E_0}{4} = E_0 = -13,6 \text{ ev} \\ E_3 = \frac{2^2}{3^2} E_0 = \frac{4E_0}{9} = \frac{4 \cdot (-13,6)}{9} = -6,04 \text{ ev} \\ E_4 = \frac{2^2}{4^2} E_0 = \frac{4E_0}{16} = \frac{E_0}{4} = \frac{-13,6}{4} = -3,4 \text{ ev} \end{array} \right.$$

4.V . حساب سرعة الإلكترون Calculate the Speed of an Electron

$$v_n = \frac{n h}{2\pi m r_n} \text{ من العلاقة (1) نكتب:}$$

بتعويض علاقة (6) نجد:

$$v_n = \frac{n h}{2\pi m \left(\frac{n^2 h^2}{Z 4\pi^2 m K e^2} \right)} = \frac{Z}{n} \underbrace{\left(\frac{2\pi K e^2}{h} \right)}_{v_0}$$

$$v_n = \frac{Z}{n} v_0 \dots\dots\dots(12)$$

$$v_0 = \frac{2\pi K e^2}{h} = 2,18 \cdot 10^6 \text{ (m/s)}$$

وهي العلاقة العامة لحساب سرعة الإلكترون في مداره بالنسبة لذرة الهيدروجين واشباه الهيدروجين.

5.V . علاقة الطاقة بطيف الهيدروجين Energy Levels and Hydrogen Spectrum

من علاقة الطاقة (E_n) من اجل المستويين (n₁) و (n₂) و من الفرضية الثانية لبور يمكن كتابة :

$$\left. \begin{aligned} E_{n_1} &= \frac{Z^2}{n_1^2} \left(-\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m}{h^2} \right) \\ E_{n_2} &= \frac{Z^2}{n_2^2} \left(-\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m}{h^2} \right) \end{aligned} \right\} \Rightarrow \Delta E = |E_{n_2} - E_{n_1}| = h\nu$$

$$\Delta E = \frac{2\pi^2 m K^2 e^4}{h^2} Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = h\nu = hC \frac{1}{\lambda}$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\Delta E}{hC} = \underbrace{\frac{2\pi^2 m K^2 e^4}{h^3 C}}_{R_H} Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots\dots\dots(13)$$

بمقارنة العلاقة (13) مع علاقة ريدبورج التجريبية نجد:

$$R_H = \frac{2\pi^2 m K^2 e^4}{h^3 C} = 10973800 \text{ m}^{-1} = 1,0973800 \cdot 10^7 \approx 1,1 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

وهي القيمة المحسوبة لهذا الثابت حسب نظرية بور بالنسبة لذرة الهيدروجين وهذا ما يؤكد صحة نظرية بور.

ومن العلاقة العامة لحساب العدد الموجي للخطوط الطيفية في ذرة الهيدروجين واشباه الهيدروجين هي:

$$\sigma = \frac{1}{\lambda} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \dots\dots\dots(14)$$

6.V. الخط الحدي اللانهائي والخط الحدي الاولي First line and limited line

تتميز كل سلسلة طيفية بخطين أساسيين هما الخط الحدي اللانهائي والخط الحدي الاولي.

1.6.V. الخط الحدي اللانهائي limited line

(وينتج عنه انتقال الالكترون من (ni) الى ∞ او العكس، بحيث يتميز هذا الخط بعدد موجي اعظمي)

$$\sigma_{\max} = \frac{1}{\lambda_{\min}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) \Leftrightarrow \sigma_{\max} = \frac{1}{\lambda_{\min}} = \frac{R_H Z^2}{n_i^2}$$

2.6.V. الخط الحدي الاولي First line

وينتج عنه انتقال الالكترون من (n) الى (n+1) او العكس، بحيث يتميز هذا الخط بعدد موجي أصغري:

$$\sigma_{\min} = \frac{1}{\lambda_{\max}} = R_H Z^2 \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{(n+1)^2} \right)$$

7.V. طاقة التأين Ei Ionization energy

هي الطاقة اللازمة لانتقال الالكترون من المستوى (n) الى المستوى اللانهائي ∞ وتعطى بالعلاقة:

$$E_i = (E_\infty - E_n) = \frac{Z^2}{\infty^2} E_0 - \frac{Z^2}{n^2} E_0$$

$$E_i = - \frac{Z^2}{n^2} E_0 \dots\dots\dots(15)$$

مثال:

1. حساب طاقة التاين لذرة الهيدروجين في حالتها الأساسية.

$$E_{i(H)} = (E_\infty - E_1) = - \frac{Z^2}{1^2} E_0 = - \frac{1^2}{1^2} (-13,6) = +13,6 \text{ ev}$$

2. حساب طاقة التاين لذرة الهيدروجين في حالتها المثارة الأولى.

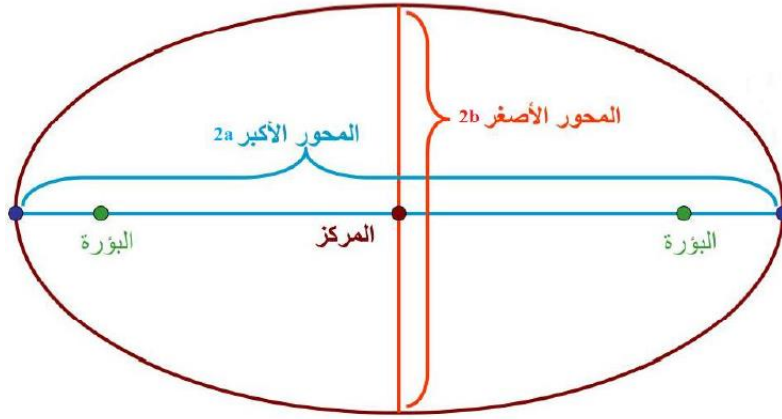
$$E_{i(H)} = (E_\infty - E_2) = - \frac{Z^2}{2^2} E_0 = - \frac{1^2}{2^2} (-13,6) = +3,4 \text{ ev}$$

3. حساب طاقة التاين لشاردة الهيليوم (${}_2\text{He}^+$) في حالتها الأساسية.

$$E_{i({}_2\text{He}^+)} = (E_\infty - E_1) = - \frac{Z^2}{1^2} E_0 = - \frac{2^2}{1^2} (-13,6) = +54,4 \text{ ev}$$

VI. نموذج سومرفيلد Sommerfeld model

يعتبر نموذج سومرفيلد الذري امتدادًا أو إضافة على نموذج بور الذري، فبينما أستطاع بور في نمودجه أن يضع معادلات توضح طاقة الإلكترونات في كل مستوى طاقة، وطبق ذلك على ذرة الهيدروجين، وكذلك وضع تفسيرًا لطيفًا لأيونات الهيدروجين، بصورة محققًا نتائج تتفق مع نتائج التجارب العملية، مما جعل نمودجه مقبولًا عالميًا. إلا أن التجارب التي تمت بعد بضع سنوات باستخدام أجهزة أكثر دقة وعلى طاقات أعلى أتضح أن الطيف الناتج لم يكن خطأ واحدًا بل كان خطوطاً رفيعة متقاربة جداً. لم يستطع بور أن يفسر تلك الظاهرة من خلال نمودجه الذري، حتى جاء سومرفيلد ليقوم ببعض التعديلات على النمودج بما يسمح بتفسير تلك الظاهرة. طبقاً لسومرفيلد، فإن المدارات الثابتة التي تدور فيها الإلكترونات حول النواة في الذرة، ليست دائرية وإنما بيضاوية (اهليلجية) الشكل.



الاهليلج (القطع الناقص) هو شكل هندسي يتميز ب:

- المحور الأكبر طوله 2a و المحور الأصغر طوله 2b.
- بؤرتي (محرتي) الاهليلج .

قام سومرفيلد بإضافة تعديلين رئيسيين لنموذج بور حتى يستطيع تفسير تلك الخطوط الرفيعة:

مدار الإلكترون حول النواة هو اهليلجي بحيث تكون النواة في بؤرة (محرق) أحد الجانبين تتغير سرعة حركة الإلكترون حسب موقعه في المدار بحيث تزيد سرعته كلما أقرب من النواة وتقل سرعته عندما يبتعد عن النواة.

ولأن أي شكل اهليلجي له محورين، ولتحديد النسبة بين أطوال المحاور استخدم سومرفيلد عددين كميين ليتم من خلالهما تحديد شكل المدار:

العدد الكمي الأصلي والذي اقترحه بور في نظريته والذي يحدد طاقة الإلكترون ونرمز له بالحرف n. العدد الكمي الجديد والذي أطلق عليه العدد الكمي المداري ونرمز له بالقيمة (l) وهو يحدد قيمة العزم الزاوي للإلكترون في مداره ويمكن أن يأخذ هذا العدد قيمًا صحيحة تبدأ ب 0 وتنتهي ب n-1.

1.VI. العدد الكمي الرئيسي Principal Quantum Number (n)

تتوزع الإلكترونات في مدارات مستقرة تعرف بالطبقات الالكترونية يرمز لها بالحروف اللاتينية :

K, L, M, N, O, P, Q,.... وكل طبقة توافق مستوى طاقي يحدده العدد

الكمي الرئيسي (n) حيث

$$\left\{ \begin{array}{l} n = 1 \longrightarrow K \\ n = 2 \longrightarrow L \\ n = 3 \longrightarrow M \end{array} \right.$$

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$$

2. VI. العدد الكمي الثانوي Azimuthal Quantum Number (l)

يدل هذا العدد على مقدار انحراف المسار الاهليلجي عن المسار الدائري، حيث يتبين من هذه الفرضية

ان المسارات تكون اهليلجية وان المسار الدائري هو حالة خاصة منها حيث يتساوى نصف القطر الكبير والصغير للاهليج ($a = b$).

يكون نصف القطر الكبير للاهليج (a) هو نفسه الذي حسبته بور (r_n) $a = r_n = \frac{n^2}{Z} a_0$

يكون نصف القطر الكبير للاهليج (a) هو نفسه (r_n) الذي حسبته بور: $a = r_n = \frac{n^2}{Z} a_0$

يعطى مقدار انحراف المسار الاهليلجي عن المسار الدائري بالعلاقة: $\frac{b}{a} = \frac{l+1}{n}$

$$0 < \frac{b}{a} \leq 1 \Leftrightarrow 0 < \frac{l+1}{n} \leq 1 \Leftrightarrow 0 < l+1 \leq n \Leftrightarrow -1 < l \leq n-1$$

$$0 \leq l \leq n-1 \quad n \in [0, n-1] \quad \text{اذن:}$$

مثال:

$$K \longrightarrow n = 1 \longrightarrow l = 0$$

$$L \longrightarrow n = 2 \longrightarrow l = 0, 1$$

$$M \longrightarrow n = 3 \longrightarrow l = 0, 1, 2$$

يحدد العدد الكمي الثانوي (l) الطبقات الثانوية (التحتية) يرمز لها بـ: s, p, d, f والتي توافق على الترتيب: 0, 1, 2, 3. بينما مستويات الطاقة للطبقات الثانوية يرمز لها بـ: ns, np, nd, nf.

مثال:

$$n = 1 \longrightarrow l = 0 \longrightarrow 1s$$

$$n = 2 \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \longrightarrow 2s \\ 1 \longrightarrow 2p \end{cases}$$

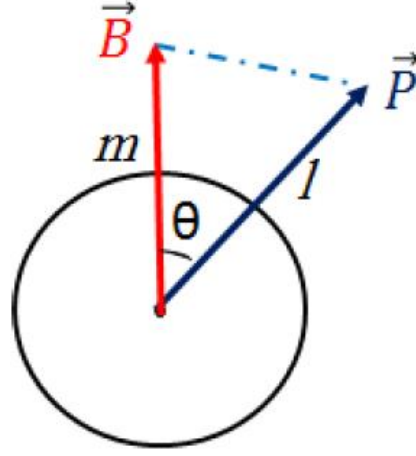
$$n = 3 \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \longrightarrow 3s \\ 1 \longrightarrow 3p \\ 2 \longrightarrow 3d \end{cases}$$

3.VI . العدد الكمي المغناطيسي (m) Magnetic quantum number

هو عبارة عن انشطار الخطوط الطيفية (امتصاص او انبعاث) عندما تخضع ذرات غاز ما الى فعل

حقل مغناطيسي خارجي شدته \vec{B} لتأخذ اتجاهات مختلفة.

يمثل العدد الكمي المغناطيسي (m) عدد المحطات الذرية في الطبقة الإلكترونية.



زاوية الانحراف (θ) لهذه الخطوط هي الزاوية التي يصنعها محور العزم الحركي (\vec{P}) مع محور

الحقل المغناطيسي (\vec{B}) حيث: $\cos \theta = \frac{m}{l} \Leftrightarrow m = l \cos \theta$

$$\Leftrightarrow -l \leq m \leq +l \Leftrightarrow m \in [-l, +l]$$

اذن مجموع قيم m هي: $\sum m = 2l + 1$

$$n=1 \longrightarrow l=0 \longrightarrow m=0$$

مثال:

$$n=2 \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \longrightarrow m=0 \\ 1 \longrightarrow m=-1,0,1 \end{cases}$$

$$n=3 \longrightarrow l = \begin{cases} 0 \longrightarrow m=0 \\ 1 \longrightarrow m=-1, 0, 1 \\ 2 \longrightarrow m=-2, -1, 0, 1, 2 \end{cases}$$

4.VI. العدد الكمي السبيني (المغزلي) (S) Spin quantum number

هو عدد يحدد نوع حركة جسيم دون ذري (مثل الإلكترون) المغزلية حول محوره spin. فقد تتخذ اتجاه

عقارب الساعة أو عكس اتجاه عقارب الساعة. أو هو العدد الذي يحدد نوع حركة الإلكترون المغزلية

داخل المدار. حيث وجد ان الإلكترون وهو يدور حول النواة فانه كذلك يدور حول نفسه. حيث يأخذ

العدد السبيني (S) قيمتين هما: $S = +\frac{1}{2}$ يدور نحو الأعلى و $S = -\frac{1}{2}$ يدور نحو الأسفل.

