الفصل الثاني

النموذج الكوكبي للذرة

1 . ذرة الهيدروجين

1 . **1** . نموذج بور

1 . **2** . نموذج سومرفيلد

ذرة الهيدروجين

1 – نموذج بور

1-1 مقدمة:

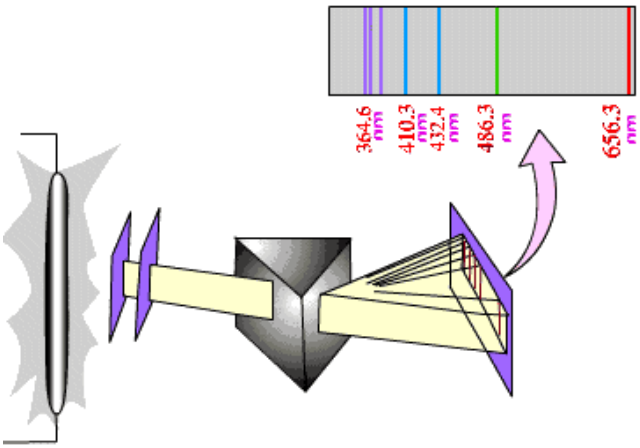
شكلت التجارب التي قام بها كلا من أرنست رذرفورد وهنري موزلي وجيمس فرانك وغوستاف هرتس بداية من سنة 1914 الصورة في تكوين الذرة كنواة كثيفة ذات شحنة موجبة تحيط بها إلكترونات أقل كتلة، ثم أتى الفيزيائي الدانماركي نيلز بور فافترض في سنة 1913 بأن الإلكترونات تكمن في حالات طاقة كمية، ويحدد العزم الزاوي لمدار الإلكترون حول النواة تلك الطاقة، وبإمكان تلك الإلكترونات التنقل بين تلك الحالات أو المدارات عن طريق إطلاق أو امتصاص فوتونات ذات ترددات محددة، وخلال تلك المدارات محددة الكم أوضح بور بدقة خطوط الطيف لذرة الهيدروجين، ومع ذلك فنموذج بور لم يتمكن من تفسير الفروق في الكثافة النسبية لخطوط الطيف، وكذلك أطياف العناصر الأثقل من الهيدروجين، فهي بالكاد اقتصرت على تفسير ذرة الهيدروجين.

تنقسم الدراسة إلى قسمين : الأول ذري والمقصود به إلكترونات الذرة والثاني نووي والمقصود به محتويات النواة من البروتونات ونترونات.

نبدأ بالقسم الأول وندرس كبداية نموذج بور بالرغم أنه اعتمد النظرية الكلاسيكية في اشتقاق علاقة مستويات الطاقة الأساسية إلا ان هذه العلاقة تتطابق مع تلك التي اشتقت في ميكانيك الكم بالرغم من اختلاف الافتراضات للنظريتين، وبالتالي يبقى نموذج بور الأساس في دراسات مستويات الطاقة بالرغم من العجز الكبير في الكثير من التفسيرات التي اعترضت النموذج والتي كانت الأساس في الكثير من الاكتشافات العلمية التي تم حلها فيما بعد.

1-2 الأطياف الذرية:

ان الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من الذرة له من الأهمية في علم الفيزياء الذرية في التعرف على العناصر المختلفة حيث ان لكل عنصر من العناصر الموجودة في الطبيعة طيف كهرومغناطيسي خاص به ولا يوجد عنصرين لهما نفس الطيف. ولدراسة الطيف الكهرومغناطيسي نحتاج إلى تحليل الضوء المنبعث من إثارة ذرات العنصر إما بواسطة الموشور أو بواسطة محزز الحيود، كما في الشكل التالي:



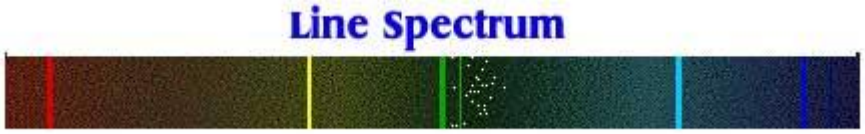
الشكل(2-1) :إثارة الذرات عن طريق الموشور

حيث يتم إثارة ذرات العنصر مثل الهيدروجين من خلال التفريغ الكهربائي electric discharge حيث يوضع الغاز عند ضغط منخفض في أنبوبة زجاجية مفرغة وبتطبيق فرق جهد كهربائي على طرفي الأنبوبة الزجاجية، تحدث تصادمات بين الإلكترونات وذرات الغاز داخل الأنبوبة وتعمل على إثارة هذه الذرات إلى مستويات طاقة عالية ما تلبث إلى ان تعود الذرة إلى الحالة المستقرة وتنطلق طاقة على شكل فوتون يحمل فرق الطاقة بين مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل يخرج على شكل طيف كهرومغناطيسي ليسقط على الموشور والذي يعمل على تحليله على أساس ان لكل طول موجي زاوية انحراف معينة ويتم استقبال الضوء المتحلل على شاشة، والعلم الذي يدرس الطيف الكهرومغناطيسي يسمى Spectroscopy والجهاز المستخدم لتحليل الضوء (الطيف الكهرومغناطيسي) يسمى spectrograph.

- الطيف الكهرومغناطيسي يكون إما طيف متصل continuous spectrum حيث يكون نتيجة تحليل الضوء الحصول على الوان الطيف التي تنتقل تدريجياً من لون إلى أخر بدون وجود انقطاع كما في الشكل التالي:

الشكل(2-2) : طيف متصل لذرة الهيدروجين

- وإما ان يكون طيف خطي Line Spectrum يحتوي على مناطق لونية منفصلة تظهر على شكل خطوط كما في الشكل التالي:



الشكل(2-3) : طيف خطي لذرة الهيدروجين

ان السبب في الطيف الخطي يعود إلى الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة المختلفة للذرة حيث ان وجود الذرة في التفريغ الكهربائي electric discharge يعمل على إثارة هذه الإلكترونات إلى مستويات طاقة عالية وعند عودة الإلكترونات إلى مستوى طاقة أدنى تنطلق طاقة في صورة طيف كهرومغناطيسي ذو طول موجي محدد من فرق الطاقة بين المستويين ولقد ركز العلماء على دراسة الطيف المنبعث من ذرة الهيدروجين لسبب أن ذرة الهيدروجين ابسط ذرة لاحتوائها على إلكترون واحد وان الهيدروجين المكون الرئيسي للكون.

إن كل طول موجي يصدر من الذرة يسمى بالخط لأنه يظهر من خلال التجربة كخيال للشق الضيق في المقياس (المطياف)، الشيء المميز في الطبيعة أن كل عنصر من العناصر الموجودة في الطبيعة له مجموعته الخاصة به من خطوط الطيف أو ما يسمى ببصمة الأصبع الذرية.

تصنف الأطياف إلى:

. خطية وتصدر عن الذرات تفصل بينها مسافات مظلمة.

. شريطية تصدر عن الجزيئات وهي عريضة متراصة.

. مستمرة يظهر فيها الطيف بشكل متصل (الضوء المرئي).

. جزيئية وتنتج عن اهتزازات الذرات ودورانها بالنسبة إلى بعضها البعض.

3-1 المصادر التي اعتمدها بور في نموذجه للذرة:

- **علاقة بالمر (1885):** ركز العلماء على دراسة طيف ذرة الهيدروجين وتوالت الاكتشافات في هذا المجال حيث رصد العالم Balmer في العام 1885 الطيف المرئي لذرة الهيروجين وهي الانتقالات التي يحدثها الإلكترون إلى المستويات. تعرف العلاقة الرياضية من أجل خطوط طيف ذرة الهيدروجين والتي تعطي أطوال موجية مقاسة بـ (Å):

$$\boldsymbol{\lambda = c\frac{n^2}{n^2-4}} \quad [Å] \qquad (1) \qquad \text{علاقة بالمر}$$

حيث : $c = 3645.6$ Å ، $n \geq 3$

والتي عممها فيما بعد لتصبح بالشكل :

$$\boldsymbol{\lambda = c_m \frac{n^2}{n^2 - m^2}} \qquad [\text{Å}] \quad \boldsymbol{n > m}, \quad \boldsymbol{m > 0} \qquad (2)$$

ووفقا للعلاقة (2) تنبأ بالمبر بأن ذرة الهيدروجين سوف تصدر سلسلة لا نهائية من الأطياف بالرغم من أنه لم يفهم المعنى الفيزيائي لصيغته التي تعبر عن جوهر المفهوم الكمي لذرة الهيدروجين.

وجد بالمر علاقة بسيطة تربط بين خطوط السلسلة السابقة وقد عممت هذه صيغة من قبل العالم ريدبارغ الذي أعطاها الشكل التالي:

$$\boldsymbol{\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2}\right)} \qquad (3)$$

$$\boldsymbol{\lambda = \frac{n^2 m^2}{R(n^2 - m^2)}} \qquad \boldsymbol{n \geq m} \qquad (4)$$

ثابت ريدبارغ : $R = 1.097 \times 10^{-3} \quad [\text{Å}^{-1}]$

تعطي العلاقة السابقة كل طيف الهيدروجين المرئي وغير المرئي وسميت أجزاء من الطيف بأسماء مختلفة.

$m = 1 \leftarrow$ سلسلة ليمان : منطقة فوق البنفسجي

$m = 2 \leftarrow$ سلسلة بلمير : منطقة الطيف المرئي

$m = 3, 4, 5 \leftarrow$ سلسلة باشن– براكت– بفوند :منطقة تحت الأحمر

The Hydrogen Series

Names	Wavelength Ranges	Formulas	
Lyman	Ultraviolet	$\kappa = R_H\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right)$	$n = 2, 3, 4, \ldots$
Balmer	Near ultraviolet and visible	$\kappa = R_H\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$	$n = 3, 4, 5, \ldots$
Paschen	Infrared	$\kappa = R_H\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2}\right)$	$n = 4, 5, 6, \ldots$
Brackett	Infrared	$\kappa = R_H\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2}\right)$	$n = 5, 6, 7, \ldots$
Pfund	Infrared	$\kappa = R_H\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2}\right)$	$n = 6, 7, 8, \ldots$

الجدول 2-1 : مجموع السلاسل الطيفية المعروفة

- **نظرية ماكس بلانك في إشعاع الجسم الأسود:**

كمم بلانك فيها الهزازات بالاعتماد على طيفا الإشعاع الحراري والمستويات التي يمكن أن تتواجد فيها هذه الهزازات وتعطى بالعلاقة:

$$E_m = n\hbar\omega$$

$$\Delta E = \hbar\omega \qquad (5)$$

- **نموذج روذرفود:**

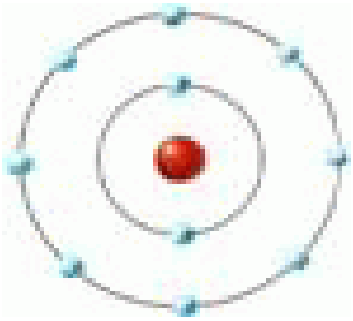
1- الذرة مكونة من نواة ذات شحنة موجبة وحولها الإلكترونات ذات الشحنة السالبة وهذا الاكتشاف سهل لبور كيفية تخيل الذرة.

2- الذرة معظمها فراغ.

3- كتلة الذرة تتركز في حيز صغير جدا (النواة) يحمل كل الشحنة الموجبة

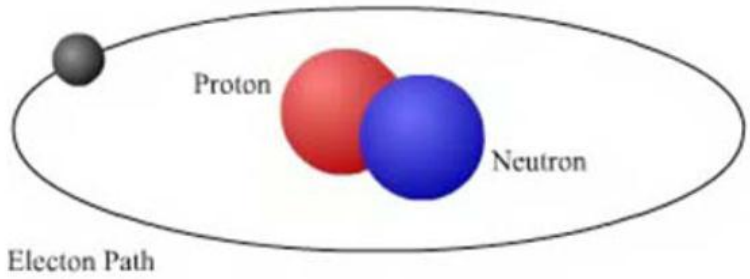
4- تنتشر الشحنات السالبة (الإلكترونات) على مسافات كبيرة حول النواة.

5- يجب ان تكون الإلكترونات متحركة لأنها لا تستطيع المحافظة على حالة استقرارها بوجود قوة إلكتروستاتيكية تجذبها نحو النواة.



4-1 فرضيات بور ونموذجه للذرة:

- إلكترون ذرة الهيدروجين يدور حول النواة بمسار دائري ويخضع لقوانين الحركة الدائرية (قوانين نيوتن التي تنص على ان قوة الجذب لكولومب=القوة الطاردة).



الشكل(2-4): تصور بور لذرة الهيدروجين

- كمية الحركة الزاوية المدارية لا تأخذ إلا قيم من مضاعفات ثابت بلانك أي:

$$\mathbf{L = mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar} \qquad (6)$$

$n = 1، 2، 3،...$

r : نصف قطر المسار

m :كتلة الإلكترونات

v :سرعة الإلكترونات الخطية

- طاقة الإلكترون في مداره تبقى ثابتة وبالتالي فان الإلكترون لا يصدر أي إشعاع (تناقض مع النظرية الكلاسيكية).
- عندما ينتقل الإلكترون من مدار أعلى n_2 الى مدار أدنى منه n_1 فانه يصدر فوتونا تردده : $\omega = 2\pi v$ وطاقته تساوي: $\Delta E = \hbar\omega$

1-5- تكميم ذرة الهيدروجين:

ندرس مسألة الطاقة وفق نموذج بور. تعطى كمية الحركة الزاوية المدارية بالشكل :

$$\mathbf{L = mvr = \frac{nh}{2\pi} = n\hbar} \qquad (7)$$

أين:

$$\mathbf{r_n = \frac{n\hbar}{mv_n}} \qquad (8)$$

$$\mathbf{v_n = \frac{n\hbar}{mr_n}} \qquad (9)$$

- **استنتاج عبارة الطاقة الكمية لإلكترون ذرة الهيدروجين:**

– قوة كولومب الجاذبة = القوة الطاردة

$$\mathbf{m\gamma = m\frac{v^2}{r_n} = k\frac{e^2}{r_n^2} \Rightarrow mv^2 = k\frac{e^2}{r_n}} \qquad (10)$$

الطاقة الحركية

$$\mathbf{\frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2}k\frac{e^2}{r_n} = E_c} \qquad (11)$$

الطاقة الكامنة

$$\mathbf{E_p = -k\frac{e^2}{r_n}} \qquad (12)$$

الطاقة الكلية

$$\mathbf{E_T = E_c + E_p = \frac{1}{2}k\frac{e^2}{r_n} - k\frac{e^2}{r_n}} \qquad (13)$$

$$\mathbf{E_T = -\frac{1}{2}k\frac{e^2}{r_n} = -\frac{1}{8\pi\varepsilon_0}\frac{e^2}{r_n}} \qquad (14)$$

بالمقارنة بين العلاقتين (11) و (14) نجد ان :

$$\mathbf{E_T = -E_c}$$

$$\mathbf{E_c = -\frac{1}{2}mv_n^2 = -\frac{1}{2}m\left(\frac{n\hbar}{mr_n}\right)^2 = -k\frac{e^2}{2r_n}} \qquad (15)$$

علاقة نصف قطر بور

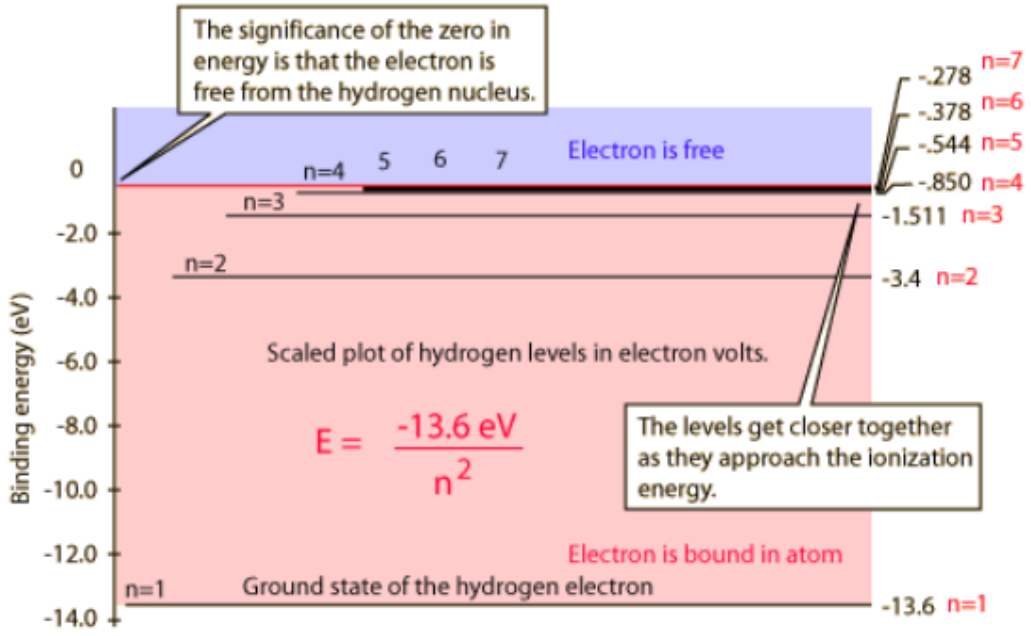
$$\mathbf{\frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0} = \frac{\hbar^2 n^2}{mr_n} \Rightarrow r_n = \frac{4\pi\varepsilon_0\hbar^2 n^2}{me^2}} \qquad (16)$$

بتعويض قيمة عبارة نصف القطر في علاقة الطاقة نجد عبارة الطاقة الكلية المكمة بالشكل :

$$\mathbf{E_n = E = -\frac{me^4}{32\pi^2\varepsilon_0^2\hbar^2}\frac{1}{n^2} = -\frac{13.6}{n^2}\ (eV)} \qquad (17)$$

طاقة الارتباط الإلكترون في ذرة الهيدروجين كدالة للعدد n أين العدد n يسمى بالعدد الكمي الرئيسي أو الاساسي.

ونلاحظ أنه كلما زاد العدد n كلما اقتربت المستويات من بعضها البعض حتى تصبح على شكل طيف مستمر بعدما كانت طيف متقطع في القيم الأولى أو الصغرى لـ n.



الشكل (2−5): مستويات الطاقة لإلكترون ذرة الهيدروجين وفقا لنموذج بور

ملاحظة: ان التكميم لم يعد مقتصرا على الطاقة وإنما كذلك على نصف القطر أين قيمته $r_1 = 0.53\text{Å}$ ويسمى نصف قطر بور ويرمز له عادة بالرمز a_0 وتصبح العلاقة بالشكل $r_n = a_0 n^2$:

6−1 نتائج التكميم:

- بالنسبة إلى الفرق الطاقوي أو الطاقة:

$$\Delta E = h\upsilon = \hbar\omega$$

$$\Delta E = -\frac{13.6}{n_2^2} - \left(-\frac{13.6}{n_1^2}\right) \quad eV$$

$$\Delta E = 13.6\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) eV \qquad (18)$$

- عندما يكون $n_1 = 1$ و $n_2 \to \infty$

طاقة التأين لذرة الهيدروجين تعطى بالشكل :

$$\Delta E = 13.6\left(\frac{1}{1} - \frac{1}{\infty}\right) = 13.6 \quad eV \qquad (19)$$

- يمكننا الآن مشاهدة السلاسل الطيفية لذرة الهيدروجين بعد أن تم اكتشاف المنشأ الفيزيائي للطيف (الطاقة).
- يمكن تطبيق نموذج بور بشكل مقبول على الذرات المتأينة والتي تحوي الكترون واحد بعد تأيينها وتسمى " أشباه الهيدروجين مثل : L^{++} و He^{+}

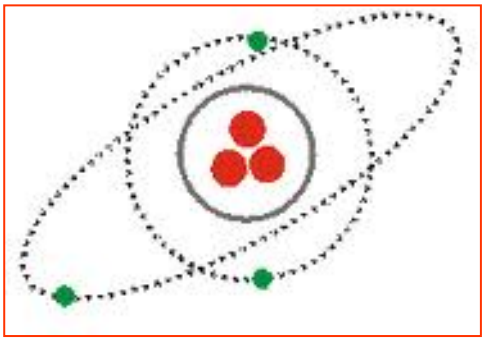
1-7 عجز نظرية بور:

- العجز الأول تمثل في أن النظرية اعتمدت مستوى طاقوي عديم الانشطار إلى درجة ان كل الإلكترونات الموافقة لمستوى طاقوي معين يمكن ان تتواجد على نفس المستوى والذي يرفضه مبدأ باولي.
- العجز الثاني هو عدم تمكن النظرية من تفسير التضاعف في خطوط الطيف إلى ان جاء سومرفيلد بنموذج يعتمد على المسار البيضوي للإلكترون ليفسر التضاعف.

2-نموذج سومرفيلد

1-2 مقدمة

افترض سومرفيلد أن مسار الإلكترون حول النواة عبارة عن قطع ناقص تقع النواة في إحدى بؤرتيه مما جعل مدارات بور الدائرية كحالة خاصة. موضع الإلكترون يتحدد بعاملين هما: θ و r و يتغيران دائما أثناء حركة الإلكترون.



الشكل (2-6):تصور سومرفيلذ للذرة

بينما في نموذج بور الزاوية θ متغيرة بينما r ثابتة. يجب تعديل الفرضية الثانية لبور و الخاصة بكمية الحركة الزاوية المسموح بها للمدار الدائري إلى تلك المسموح بها في القطع الناقص.

$$\oint \boldsymbol{P_r dr} = \boldsymbol{n_r}\hbar \qquad (20)$$

$$\oint \boldsymbol{P_\theta dr} = \boldsymbol{n_\theta}\hbar \qquad (21)$$

حيث n_r العدد الكمي النصف قطري و n_θ العدد الكمي المحوري السمتي.

$\oint$ التكامل لدورة كاملة للحركة.

العدد الكمي الأساسي الرئيسي:

$$n = n_r + n_\theta$$
$$n = 1, 2, 3, ...$$
$$n_r = 0, 1, 2, ...$$
$$n_\theta = 1, 2, 3, ...$$

عندما :

$$n = 1 \rightarrow n_r = 0 \ and \ n_\theta = 1$$

$$n = 2 \rightarrow \begin{cases} n_r = 0 \ and \ n_\theta = 2 \\ n_r = 1 \ and \ n_\theta = 1 \end{cases}$$

انقسامين لهما نفس الطاقة و عدد الانحلالات يساوي 2

$$n = 3 \rightarrow \begin{cases} n_r = 0 \ and \ n_\theta = 3 \\ n_r = 1 \ and \ n_\theta = 2 \\ n_r = 2 \ and \ n_\theta = 1 \end{cases}$$

ثلاثة انقسامات لهم نفس الطاقة و عدد الانحلالات يساوي 3

السلسلة 2

النموذج الكوكبي للذرة

التمرين الأول:

قمنا بملاحظة طيف منبعث من خيط غازي مكون من الهيدروجين (H)،الديتريوم (D)، والترسيوم (T) :

1 . أعط العبارة العامة لطول الموجة المنبعثة من هذا الخليط بالأخذ بعين الاعتبار حركة النواة.

. حدد الشروط الخاصة بتطبيق سلسلة ليمان – بالمير.

2 . أحسب أطوال أمواج الخطوط الطيفية الأربعة الأولى لكل سلسلة من الهيدروجين، الديتريوم و الترسيوم. يعطى:

$R = 109737.303\ cm^{-1}$, $m = 9.1.10^{-31}$ Kg

والكتل الذرية :

$M_H = 1.008$ g, $M_D = 2.015$ g, $M_T = 3.017$ g, $N = 6.022.\ 10^{23}$

التمرين الثاني:

نقذف ذرة هيدروجين بحزمة من الإلكترونات أحادية الطاقة. يعطي الإلكترون الصادم جزءا من طاقته الحركية للذرة.

1 . أحسب المستويات الثلاث الأولى لطاقة ذرة الهيدروجين. استنتج في كُل حالة السرعة الدنيا للإلكترونات القادرة على إثارة ذرة الهيدروجين ابتداء من المستوى الأساسي.

2 . أحسب الطاقة اللازمة لتأيين الذرة عندما يكون الإلكترون في المستوى الأساسي. ثم في أول مستوى مثار.

. أوجد في كُل حالة السرعة الدنيا.

التمرين الثالث:

يعتبر الميزون π^{-1} جسيم بكتلة : $m_{\pi^{-1}} = 273\ m_e$ (273 مرة كتلة الإلكترون) وشحنة معادلة لشحنة الإلكترون. نعتبر الجملة المتكونة من الميزون π^{-1} والبروتون وتدعى هذه الجملة بذرة البيونيك.

1. بين أن الجملة شبيهة بذرة الهيدروجين.

2 . بإعتبار أن كتلة البروتون كبيرة جدا بالنسبة إلى كتلة الميزون π^{-1}. أحسب ثابت ريدبارغ R (π^{-1}) لهذه الجملة.

3 . أحسب نصف قطر المدار الأول لبور و استنتج سرعة الميزون π^{-1} على هذا المدار.

4 . ماهي قيمة العدد الكمي الأساسي n لكي يعادل نصف قطر مدار الميزون π^{-1} نصف قطر بور لذرة الهيدروجين.

5 . ما هي طاقة الجملة في الحالة الأساسية واستنتج طاقة المستوى n=2.

6 . أحسب طول موجة الإشعاع اللازم لتأيين ذرة البيونيك.

7 . أحسب طول موجة الفوتون الكافي لحمل ميزون π^{-1} من الحالة n=1 إلى الحالة n=2.

8 . إذا أخذنا بعين الاعتبار كتلة البروتون أحسب ثابت ريدبارغ $R_{corr}(\pi^{-1})$ لذرة البيونيك .

9. أحسب طاقة المستوى n=2. هل يرفع أثر حركة البروتون توالد المستوى n=2.

التمرين الرابع:

لتكن ذرة الهيدرجين متكونة من إلكترون يدور حول بروتون معتبر ثابت.

1- بين ان العزم الحركي المداري للإلكترون ثابت بالنسبة للبروتون خلال الزمن. ماذا يمكن ان نستنتج.

2- يصنع الإلكترون حركة دائرية منتظمة حول البروتون. استنتج المسافة إلكترون- بروتون باعتبار ان القيمة السلمية للعزم الحركي المداري تعطى بالشكل : $L = h\,k$

3- باستعمال تكميم الفعل و كدا مجموع القوى المطبقة على الإلكترون. أوجد المسافة إلكترون- بروتون.

التمرين الخامس:

نعتبر إلكترون يقوم بحركة دائرية منتظمة حول بروتون ثابت.

1- أوجد المسافة و السرعة و الطاقة للجملة بدلالة العدد الكمي n

2- احسب المقادير السابقة من اجل المستوى الأول : n=1

نعطي :

$e = 1.6 .10^{-19}\ c$

$m = 9.1 .10^{-31} Kg$

$h = 6.62 .10^{-34}\ J.s$