المحاضرةالثانية

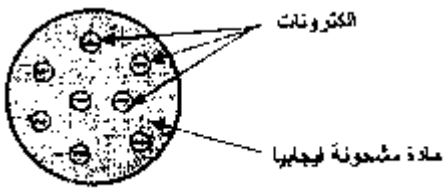
نماذج بنية الذرّة

2- النماذج الذرية Atomic Models

2-1 نموذج سمسون الذري Thomson's Atomic Model
2-2 نموذج رزرفورد الذري Rutherford Atomic Model
2-3 نموذج بور الذري Bother Atomic Model
2-4 نموذج سمر فيلد الذري Sommerfeld Atomic Model
2-5 النموذج الذري الحديث Modern Atomic Model

وسنناقش فيما يلي هذه النماذج واحدا تلو الآخر.

2-1-1 نموذج سمسون الذري Thomson's Atomic Model



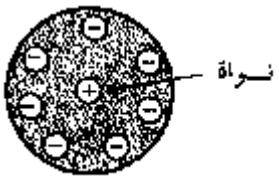
الشكل (2-1): نموذج سمسون الذري

وبشكل مختصر فأن الذرة وفقا لنموذج سمسون الذري تتألف من:

1. **كرة مصمتة موجبة الشحنة**
2. **تتخلل الالكترونات السالبة الذرة (كما تتخلل البذور ثمرة البرتقال)**
3. **الذرة متعادلة كهربياً**

2-1-2 نموذج رزرفورد الذري Rutherford Atomic:

تتألف الذرة طبقا لهذا النموذج كما هو مبين في الشكل (2-2).



الشكل (2-2): نموذج رزرفورد الذري

1. الذرة تشبه المجموعة الشمسية (نواة مركزية يدور حولها على مسافات شاسعة الالكترونات سالبة الشحنة).
2. الذرة معظمها فراغ (لأن الذرة ليست مصمتة وحجم النواة صغير جدا بالنسبة لحجم الذرة).
3. تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الالكترونات صـــغيرة جدا مقارنة بكتلة مكونات النواة من البروتونات والنيوترونات).
4. يوجد بالذرة نوعان من الشحنة (شحنة موجبة بالنواة وشحنات سالبة على الإلكترونات.
5. الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات الموجبة (البروتونات) يساوي عدد الشحنات السالبة (الالكترونات).
6. تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات خاصة.
7. ثبات الذرة يعود إلى وقوع الإلكترونات تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه متساويتين في المقدار هما قوة جذب النواة للإلكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الإلكترونات حول النواة.

واجه نموذج رذرفورد، رغم نجاحه، اعتراضات وانتقادات كثيرة، وأكّدت قوانين الكهرباء المغناطيسية (الكهرطيسية) عدم استقرار هذا النموذج لسببين أســـاسيين. أوّلهما: أنّ الإلكترون المشحون بكهربائيّة سالبة، والذي يتحرّك على مدار دائريّ في حقل النّواة ذات الشّـحنة الموجبة، سـوف يخضـع لتسـارع ناظمي نحو المركز يجعله يفقد طاقته باســتمرار ليســقط في نهاية المطاف على النّواة. وثانيهما: أنّ الطّاقة التي يفقدها الإلكترون في أثناء دورانه حول النّواة يجب أن تظهر على هيئة إشـعاع مسـتمر. ولكن، في واقع الأمر، تبيّن أن الذرّة المستقرّة لا يمكن أن تشعّ تلقائياً، وإذا ما أصبحت محرّضـة أو مثارة فإنّ الإشعاع الصـادر عنها لا يشكّل طيفاً مستمراً، وإنّما يشكّل خطوطاً طيفيّة متقطّعة.

وعندما لم يستطع رذرفورد أن يفسّر سبب التناقض بين نموذجه الذرّي وقوانين الكهرطيسية كان لا بدّ من محاولات جديدة من قبل علماء جدد لتطوير نظريّة التركيب الذرّي.

3-1-2 نموذج بور الذري Bohr's Atomic Model

هو تحسين لنموذج رزرفورد الذري، وقد اقترح من قبل بور في عام 1913. افترض في هذا النموذج أن كل الصعوبات الموجودة في مبدأ رزرفورد غير موجودة. النموذج الذري الحديث مشابه لنموذج بور الذري. فاستبقى بور في نموذجه النواة ذات الشحنة الموجبة في المركز، كما وافق على أن الالكترونات ذات الشحنة

السالبة تدور حول النواة في مدارات دائرية. طبق بور النظرية الكمية (Quantum Theory) على الالكترونات الدائرة لتمتد إلى نموذجه. ولتوضيح حركة الإلكترون في الذرة، اقترح بور الفرضيات التالية:

1- تستمر الالكترونات بالدوران في مداراتها النسبية بدون فقد طاقة. طبقا لهذه النظرية تبقى طاقة الإلكترون ثابتة طالما أن الإلكترون يبقى في نفس المدار. يقود هذا المفهوم إلى أن كل مدار يقترن بطاقة محددة. لهذا تعرف المدارات بمستويات الطاقة أو أغلفة (جدران) الطاقة.
2- المدار الأصغر (المدار الأول من النواة) ذو طاقة أصغرية والمدار الأبعد (المدار الأخير من النواة) ذو طاقة أعظمية.
3- تنبعث الطاقة بواسطة الإلكترون عندما يتحرك من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى، أو بكلام آخر من المدار الأبعد عن النواة إلى المدار الأقرب منها. بشكل مشابه تمتص الطاقة بواسطة الإلكترون عندما يتحرك من مستوى الطاقة الأخفض إلى مستوى الطاقة الأعلى. تشتق كمية الطاقة المنبعثة أو الممتصة من نظرية بلانك الكمية Quantum Theory Plank's وتعطى بالعلاقة التالية:

$$E_{n_2 \longrightarrow n_1} = E_{n_2} - E_{n_1} = h\upsilon_{n_2 \longrightarrow n_1} \quad (1\text{-}2)$$

حيث:

h : ثابت بلانك

E_{n_1} : طاقة المدار (n_1) المنخفض.

E_{n_2} : طاقة المدار (n_2) المرتفع.

E : الطّاقة الموافقة للانتقال الإلكتروني من المدار (n_2) إلى المدار (n_1).

$\upsilon_{n_2 \longrightarrow n_1}$: تواتر الإشـــعاع الموافق للانتقال الإلكتروني من المدار (n_2) إلى المدار (n_1).

ولكي يقفز الإلكترون من المدار (n_2) المنخفض إلى المدار (n_1) المرتفع لا بدّ أن يمتصّ كمية الطّاقة نفسـها التي أصدرها أثناء هبوطه.

4- إن العزم الزاوي (عزم كمية الحركة) لإلكترون يتحرّك على مدار مســتقرّ يســاوي عدداً صحيحاً من وحدات الكمّ ($h/2\pi$)، ويُعبّر عنه بالعلاقة الرياضية التالية:

$$m_e.V.r = n\frac{h}{2\pi} \quad (1\text{-}10)$$

m_e : كتلة الإلكترون.

V : سرعته.

R : نصف قطر المدار الذي يتحرّك عليه.

N : عدد صحيح موجب، يشير إلى رقم المدار.

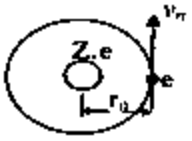
H : ثابت بلانك.

π : النسبة التقريبية، وقيمتها (3.1416).

وانطلاقاً من نظريّة بور يمكن استخراج العلاقات الرياضية التي تحدّد أنصاف أقطار المدارات التي يتحرّك عليها الإلكترون، وسرعة الإلكترون على كلّ مدار، وكذلك طاقة كلّ مدار والطّاقة الكلية للإلكترون وهو على مداره.

آ- حساب نصف قطر المدار (r):

اختار العالم بور ذرّة الهيدروجين؛ لأنّها أبسط الذرّات التي يمكن أن تُدرس، وهي كما تبدو في الشّكل(3-2)، عبارة عن إلكترون وحيد، يدور بسرعة مقدارها(V) في مدار دائريّ حول نواة فيها بروتون واحد (العدد الذرّي للهيدروجين $Z=1$).



الشكل (3-2) طاقة الإلكترون

ويؤثّر على هذا الإلكترون في أثناء دورانه حول النّواة نوعان من القوى؛ يعمل أحدهما على إبعاد الإلكترون عن النّواة، ويتمثّل بالقوّة النابذة (F_1)، التي يولّدها دوران الإلكترون حول النّواة، وتُعطى بالعلاقة:

$$F_1 = \frac{m_e . V^2}{r} \quad (3\text{-}2)$$

حيث:

m_e : كتلة الإلكترون.

V : سرعة الإلكترون.

r : المسافة بين الإلكترون والنّواة (نصف قط المدار).

وأمّا النوع الآخر من القوى المؤثّرة على الإلكترون، فيعمل على تقريبه من النّواة، ويتمثّل بقوّة التجاذب الكهربائيّ (F_2) بين النّواة ذات الشّحنة الموجبة والإلكترون ذي الشّحنة السّالبة، (قوّة كولون)، وهي تعرّف بالعلاقة الآتية:

$$F_2 = \frac{Z.e^2}{r^2} \quad (2\text{-}4)$$

Z : العدد الذرّي للهيدروجين، ويساوي الواحد.

e: شحنة الإلكترون.

ولثبات الإلكترون وتوازنه على مداره يجب أن تتساوى القوتان F_1 و F_2 ، وعندها يكون:

$$m_e . V^2 = \frac{e^2}{r} \;;\; Z=1 \quad (5\text{-}2)$$

وباستخدام شرط العزم الزاوي لبور، العلاقة، وحذف (V) من العلاقتين (1-10) و(2-5) نجد أنّ:

$$r = \frac{n^2.h^2}{4\pi^2.e^2.m_e} \quad (2\text{-}6)$$

تسمح العلاقة الأخيرة بحساب أنصاف أقطار المدارات في ذرّة الهيدروجين، حيث إنّ جميع رموزها معروفة القيمة، وبالتعويض عن هذه الرموز بالقيم الآتية:

$$h = 6.6262\times10^{-27}\,erg.s \;\;\&\;\; m_e = 9.1095\times10^{-28}\,g$$
$$e = 4.8033\times10^{-10}esu \;\;\&\;\; \pi = 3.1416$$

نحصل على العلاقة الآتية:

$$r = 0.529\times10^{-8}\;\; n^2 \quad (7\text{-}2)$$

التي نستطيع بوساطتها حساب أنصاف أقطار ذرّة الهيدروجين، وذلك باستبدال (n) بالقيم $1,2,3,\ldots$، الموافقة لأرقام المدارات، وعندها نجد أنّ:

نصف قطر المدار الأول $r_1 = 0.529\times10^{-8}cm = 0.529 \;\; A^\circ$

نصف قطر المدار الثاني $r_2 = 2.116 \;\; A^\circ$

نصف قطر المدار الثالث وهكذا. $r_3 = 4.761 \;\; A^\circ$

ب- حساب سرعة الإلكترون (v):

يمكن حساب سرعة الإلكترون (V) بتعويض قيمة r من العلاقة (2-6) في العلاقة (2-5)، وعندها نجد أنّ:

$$V = \frac{2.\pi.e^2}{n.h} \quad (8\text{-}2)$$

أو من علاقة شرط العزم الزاوي (2-2)، بعد معرفة قيمة نصف قطر المدار (r)، حيث يكون:

$$V = \frac{n.h}{2.\pi.m_e.r} \quad (9\text{-}2)$$

يلاحظ من العلاقتين السابقتين (2-7) و(2-8) أنّ سرعة الإلكترون تتناقص كلّما ازداد بعده عن النّواة.

ولو حسبنا سرعة إلكترون يتحرّك على مدارات بور لذرّة الهيدروجين، باستخدام إحدى العلاقتين (2-7) أو (2-8)، لوجدنا أنّ:

سرعة الإلكترون على المدار الأول. $V_1 = 2.188\times10^8 \;\; cm.s^{-1}$

سرعة الإلكترون على المدار الثاني. $V_2 = 1.049\times10^8 \;\; cm.s^{-1}$

سرعة الإلكترون على المدار الثالث. $V_3 = 0.729\times10^8 \;\; cm.s^{-1}$

ج- حساب طاقة الإلكترون (E):

إنّ الطّاقة الكلية للإلكترون (E)، وهو يدور حول نفســه وحول النّواة، تســاوي مجموع طاقته الحركيّة (E_K) وطاقته الكامنة (E_P)؛ أي أنّ:

$$E = E_K + E_P \quad (2\text{-}10)$$

وتُعرّف الطّاقة (E_K) النّاتجة عن حركة الإلكترون بالعلاقة (2-2)، التي سبق ذكرها. وأما الطّاقة الكامنة (E_P)، النّاتجة عن التجاذب الكهربائيّ بين الإلكترون والنّواة، فيمكن التوصل إلى قيمتها بحساب قيمة العمل (W) الذي يبذله الإلكترون عندما يقترب من النّواة، حيث إن:

$$E_P = -W = \int^{r} \frac{e^2}{r^2} dr = e^2 \left[-\frac{1}{r} \right]^{r}$$

$$E_P = -\frac{e^2}{r} \quad (2\text{-}11)$$

بجمع العلاقتين (7-1) و(19-1) نجد أن الطّاقة الكلية للإلكترون هي:

$$E = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{e^2}{r} \quad (12\text{-}2)$$

وبتعويض العلاقة (6-2) في العلاقة (13-2) نجد أنّ:

$$E = -\frac{1}{2} \frac{e^2}{r} \quad (13\text{-}2)$$

وبالتعويض عن (r) بقيمته من العلاقة (14-1) نحصل على:

$$E_n = \frac{-2\pi^2 . m_e . e^4}{n^2 . h^2} \quad (14\text{-}2)$$

وبوساطة هذه العلاقة يمكن حساب طاقة الإلكترون وهو في المدار (n).

فيما يلي أوجه النجاح والقصور في نموزج بور:

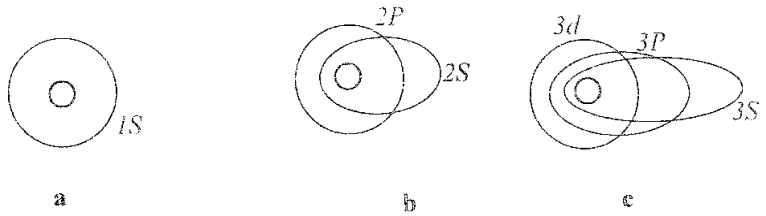
أوجه النجاح	أولا: تفسير الأطياف الذرية لذرة الهيدروجين والذرات والأيونات المشابهة مثل طيف ذرة الديوتيريوم وأيون الهيليوم وحساب طاقة التأين لهذه الذرات. ثانيا: أستخدم بور فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة ثالثا: التوفيق بين نموذج راذرفورد ونظرية ماكسويل حيث أكد نموذج بور أن الإلكترونات أثناء دورانها حول النواة في الحالة المستقرة لا تشع طاقة وبالتالي لاتسقط في النواة.
أوجه القصور	- لم يســتطع نموذج بور تفســير أطياف الذرات الأكثر تعقيدا من ذرة الهيدروجين التي تحتوي على اكثر من إلكترون واحد. - أفترض أن الإلكترون يدور في مدارات محددة وفي مســتوى واحد حول النواة مما يعني أن ذرة الهيدروجين مسطحة مما ينافى مع ما ثبت بعد ذلك من أن الذرة مجسمة. - أفترض ان الإلكترون جسيم مادي ولم يعتبر الطبيعة الموجية للإلكترونات.

- أفترض أنه يمكن تعيين كلا من مكان وسرعة الإلكترون في نفس الوقت بدقة وهذا عمليا مستحيل لأن جهاز القياس المستخدم سوف يغير المكان أو السرعة. - لم يعتبر بور احتمال تجاوز الإلكترون للمدارات الثابتة التي حددها واحتمال وجوده في منطقة حول هذا المدار الثابت. - قد ربطت بين نظريّة الكمّ وقوانين الفيزياء الكلاسيكية دون معرفة أساس لهذا الربط.	

ولهذا كان لا بدّ من البحث عن نظريّة أفضـــل من ســـابقاتها، تتجنّب التناقض بين نظريّة الكمّ والنّظرية الكهرطيسية، وتتوصل إلى وضع نموذج صحيح حول بنية الذرّة.

4-1-2 نموذج سمر فيلد الذري Sommerfeld atomic model:

هو نموذج محسن لنموذج بور الذري وقد اقترح من قبل سمر فيلد عام 1916. لقد وافق سمر فيلد على كل الفرضيات في نظرية بور ماعدا المدارات الدائرية لحركة الالكترون. فوفقا لنموذج سمر فيلد فمن أجل قيمة خاصة لـ n، هناك العدد نفسه من الأغلفة الفرعية الخارجية بحيث أن مدارا واحدا يكون دائريا والبقية n-1 تكون أهليلجية الشكل يمكن فهم ذلك بشكل أفضل من خلال الأمثلة التالية:



الشكل(4-2) الأغلفة والأغلفة الفرعية في الذرة

في المستوى الطاقي الأول (n=1)، هناك فقط مدار وحيد أو غلاف فرعي للإلكترون. هذا المدار دائري كما هو مبين بالشكل (1-7 -a) وبشكل مشابه فمن أجل المستوى الطاقي الثاني (n=2) هناك غلاف فرعيان للالترونات, واحد دائري والأخر اهليلجي كما هو مبين بالشكل (2-4 -b). ومن أجل مستوى الطاقي الثالث (n=3) هناك ثلاثة أغلفة فرعية للإلكترون, واحد دائري والآخران اهليليجيان كما هو مبين في الشكل (2-4 -c)

كل المدارات الفرعية محددة بحرف L، فمن أجل قيمة خاصة لـ n فالقيم المختلفة لـ l هي (0,1,2.....n-1) حيث n =العدد الكمي الأساسي.

l = العدد الكمي المداري.

إن مستوى الطاقة n والغلاف الفرعي l يرتبطان بالعلاقة:

$$b/a=(l+1)/n$$

حيث a , b = أنصاف المحاور الرئيسية والثانوية للمدار الأهليلجي.

يمكن أن نلاحظ أنه عندما $n=1$ عندئذ $l=0$ وبكلام أخر $a=b$ في هذه الحالة نجد بأن محوري الشكل متساويان. وبنتيجة ذلك فالمدار الموافق لـ $n=1$ يكون دائريا. يرمز لهذا الغلاف الفرعي بـ s-sub-shel هذا الغلاف

الفرعي الذي ينتمي إلى $n=1$محدد بـ 1s وبشكل مشابه عندما $n=2$ فان l يأخذ قيمتين 1, 0. نعوض قيمتي l في العبارة العامة فنجد:

$$l=0,\ b/a=0+1/2 \text{ or } b=a/2 =0.5a$$

أيضا من العلاقة السابقة نلاحظ أن الغلاف الفرعي الموافق لـــl=0 ذو شكل اهليلجي ومعين بـــ 2s وبشكل مشابه عندما $l=1,\ b/a=1+1/2=1 \text{ or } b=a$

من العلاقة السابقة نجد أن الغلاف الفرعي الموافق لـl=1 دائري الشكل ومعين بـ 2pعندما n=3 فان l يملك ثلاث قيم هي 0 و1 و2 نعوض هذه القيم في المعادلة العامة فنجد:

$$l=0\ ,\ b/a=0+1/3=1/3 \text{ or } b=a/3$$
$$l=1,\ b/a=1+1/3=2/3 \text{ or } b=2a/3$$
$$l=2,\ b/a = 2+1/3= 1 \text{ or } b=a$$

فالأغلفة الفرعية الموافقة لـ $l=0$ &1&2 تعين بـ 3d&3p,3s على التوالي.

وبالتالي لم يكن نموذج بور- سمرفيلد الجواب النهائي لمسالة التركيب الذرّي، وكان لا بدّ من البحث عن نظريّة أفضل من سابقاتها، تتجنّب التناقض بين نظريّة الكمّ والنّظرية الكهرطيسية، وتتوصل إلى وضع نموذج صحيح حول بنية الذرّة.

من هنا كانت انطلاقة العالم الفرنسي دي بروغلي De Broglie عام 1924، لوضع حجر الأساس لعلمٍ جديد في الفيزياء النّظرية، يُرسي القواعد والأسس الصحيحة لتفسير خطوط الطّيف، والعديد من خواصّ الذرّة، وهو ما يعرف اليوم بعلم الميكانيك الكمّي (الكوانتي).

2-2 الطبيعة الموجيّة للإلكترون والميكانيك الكمّي

إنّ الفكرة الأساسية لعلم الميكانيك الكمّي تقوم على تعميم الطبيعة الموجيّة للفوتون على كلّ الدقائق والجّسيمات الميكرونية، وبشكل خاصّ على الإلكترون.

2-2-1 الطبيعة الموجيّة للإلكترون

أثبت عالم الفيزياء الفرنسي دي بروغلي أن الإلكترونات تتمتع بطبيعة موجيّة (مثل الفوتونات) إلى جانب خواصّها الجّسيمية، واستطاع العالم ذاته قياس الأمواج النّاتجة عنها. وقد استخدم لهذا الغرض النّظرية النسبية لآينشتاين Einstein، التي تربط بين طاقة الفوتون (E) وكتلته (m_p) بوساطة العلاقة الآتية:

$$E = m_p.c^2 \quad (15\text{-}2)$$

ونظريّة الكمّ لبلانك Plank التي تربط بين طاقة الفوتون (E) وتواتره (υ) بوساطة العلاقة (4.2)، وهي($E = h.\upsilon$). وبمساواة العلاقتين (2-4) و(2-15) والتعويض عن (υ) بقيمتها من العلاقة (2-1) نجد أنّ:

$$\lambda = \frac{h}{m_p.c} \quad (16\text{-}2)$$

ولمّا كان المقدار ($m_n.c$) يمثّل كمية حركة الفوتون (p)؛ أي أنّ:

$$p = m_p.c \quad (17\text{-}2)$$

فإنّ العلاقة (1-24) يمكن أن تأخذ الشّكل الجديد الآتي:

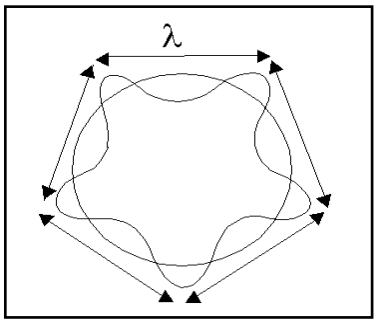
$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (18\text{-}2)$$

عمّم دي بروغلي العلاقة (2-18)على إلكترون كتلته (m_e) ويتحرّك بسرعة (v)، فكان طول موجته يعطى بالعلاقة الآتية:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m_e.v} \quad (19\text{-}2)$$

وبحساب بسيط نجد أنّ طول الموجة المصاحبة لحركة الإلكترون ذي الكتلة $m_e = 9.11\times10^{-28}\ g$ والسرعة $v = 3\times10^{10}\ cm.s^{-1}$ يساوي تقريباً $2.4\times10^{-3}\ cm$ ، وهو طول يمكن قياسه بسهولة.

ولكي يتمكّن الإلكترون الذي يتحرّك على مدار بور الدّائري أن يشكّل موجة مستقرّة، يتعين طولها من العلاقة (2-19)، يجب أن يتحقّق على محيط المدار الدّائري ($2\pi.r$) عدد صحيح موجب من طول الموجة المرافقة للإلكترون، كما في المخطط الآتي:



الشّكل (2-5) موجة إلكترونية مستقرّة في المدار الخامس

أي أنّه يجب أن تتحقّق العلاقة الآتية:

$$n.\lambda = 2\pi.r \quad (20\text{-}2)$$

وبالتعويض عن (λ) بقيمتها، من العلاقة (2-19)، نحصل على شرط العزم الزاوي الذي فرضه بور على إلكترون ذرّة الهيدروجين.

ممّا تقدّم يتضح أنّ الإلكترونات تمتلك خواصّ الدقائق المادّية أو الجّسيمات، وفي الوقت ذاته تمتلك الطبيعة الموجيّة؛ لذلك يمكن القول بأنّ الإلكترونات ذات طبيعة مزدوجة جسيمية- موجيّة (Particle-Wave nature).

تبدو الخواصّ الجّسيميّة مهمّة جدّاً، عندما نتطرق إلى وصف خواصّ الأجسام الكبيرة نسبيّاً، بينما تكون الخواصّ الموجيّة أكثر أهمية عند وصف خواصّ المواد أو الأجسام المتناهية في الصغر.

وهكذا، فقد مهّدت فرضيات دي بروغلي، في الأمواج المادّية، الطريق لوضع أسس نظريّة جديدة كليّاً، لها القدرة على تثبيت الخواصّ الكمّية للطاقة في المنظومات الفيزيائية، وقد سمّيت هذه النّظرية الحديثة باسم الميكانيك الكمّي أو الكوانتي (Quantum mechanics).

2-2-2- مبدأ الشّك أو عدم التعيين

يمثّل هذا المبدأ الذي أشـــتقه عالم الفيزياء الألماني هايزنبرغ Heisenberg عام 1927 إحدى النتائج المهمّة للطبيعة الموجيّة-الجّســـيمية للمادّة. وينصّ هذا المبدأ على أنّه من المســـتحيل تعيين موقع الإلكترون (وغيره من الدقائق الميكرونية) وكمية حركته أو سـرعته بدقّة في آن واحد؛ وذلك لأنّ تعيين أحدهما (الموقع على سـبيل المثال) بدرجة متناهية من الدقّة تجعل تعيين الآخر (كمية الحركة) بدرجة من الدقة أقل بكثير ممّا هو عليه الحال بالنسبة إلى الأول (الموقع)، والعكس صحيح.

وأوضح هايزنبرغ أنّ الحـدّ الأدنى لعـدم التعيين أو اللادقّة هو ($\frac{h}{4\pi}$). ويمكن التعبير عن ذلك بالعلاقة الرياضية الآتية:

$$\Delta p_x . \Delta x \geq \frac{h}{4\pi} \quad (21\text{-}2)$$

حيث: Δp_x هو الخطّأ في تعيين كمية الحركة على امتداد الاتّجاه x.
Δx الخطّأ في تعيين موقع الإلكترون.

لهذا فإنّه من الخطّأ أن نتصوّر الإلكترون كجسيم يتحرّك من نقطة إلى أخرى على المدار بسرعة معيّنة (محدّدة) تماماً عند كل نقطة. والأصـــحّ من ذلك هو أن نتحدّث عن كثافة احتمال تواجد الإلكترون عند أيّة نقطة. ومن هنا فإنّه لا يمكن رســـم صـــورة لمدار الإلكترون في مســـتوى طاقة معين حول النّواة. ولكن لو تصوّرنا الإلكترون يتحرّك كموجة فإنّ طول الموجة يعين سرعة الإلكترون استناداً لعلاقة دي بروغلي. كما أن سعة الموجة في أيّة منطقة من الفراغ تدلّ على الاحتمال النسبي لوجود الإلكترون في تلك المنطقة.

3-2 الأعداد الكمية Quantum Numbers

بينت الدراسات الطيفية مؤخرا بأن الطاقة لكل الإلكترونات التي تنتمي لمستوى طاقة معين ليست واحدة بل تختلف من واحد للآخر. لذلك استنتج بأنه من غير الممكن التوضيح الكامل لطاقة وموقع الإلكترون في الذرة بمساعدة عدد كمي واحد (n). فقد بينت الدراسات المتقدمة بأن هناك أعداد كمية توضح بشكل كامل طاقة الإلكترونات وموقعها في الذرة.

هذه الأعداد الكمية الأربعة هي:

1- **العدد الكمي الرئيســـي Principal Quantum Number (n)** يعطي هذا العدد الكمي معلومات حول مســـتوى الطاقة الرئيســـي الذي ينتمي له الإلكترون. فيأخذ هذا العدد فقط قيما صـحيحة 3,1 , 2..... وهكذا. فمن أ جل مستوى الطاقة الأول n=1 ومن أجل مستوى الطاقة الثاني n=2 وهكذا.

2- العدد الكمي المداري Orbital Quantum Number (L)

يعطي هذا العدد الكمي معلومات حول شـــكل المســـتوى الفرعي لمســـتوى الطاقة الرئيســـي الذي ينتمي له الالكترون. فيأخذ هذا العدد أيضـــاً فقط قيما صـــحيحة. لكن قيمته تعتمد على n فان القيم المختلفة ل L تتراوح من 0 إلى n-1 , فمن أجل قيمة n=4 فالقيم ل L هي 0,1,2&3. وهذا ما يوضحه الجدول الآتي:

الجدول(2-2): الأعداد الكمّية (n,l) والمدارات الإلكترونية المرافقة

العدد الكمّي الرّئيس (n)	1	2	3
الطّبقة الإلكترونية الرّئيسة	K	L	M
العدد الكمّي الثّانوي (l)	0	0,1	0,1,2
المدار الثّانوي	$1s$	$2s,2p$	$3s,3p,3d$

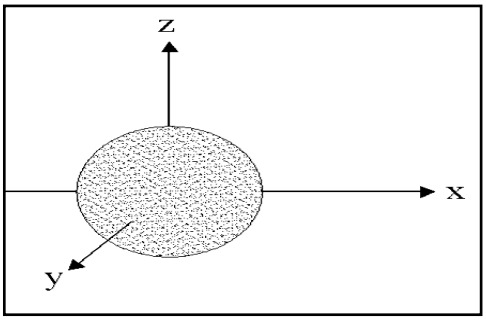
وللتمييز بين إلكترونات المدارات الثّانوية يُصطلح، عادةً، على تسمية الإلكترونات بأســـماء المدارات الثّانوية ذاتها، فنقول الإلكترونات s والإلكترونات p والإلكترونات d، وهكذا. وتتميّز المدارات الثّانوية $s, p, d, \ldots$ بأشكالها المختلفة المطابقة لأشكال السّحابات الإلكترونية العائدة لإلكترونات هذه المدارات.

4-العدد الكمي المغناطيسي Magnetic Quantum Number (m_L)

يقدم هذا العدد الكمي معلومات حول توجيه أو ترتيب المستوى الفرعي Sub-Level في الفراغ الذي ينتمي له الالكترون. فتحدد قيمه بواسطة قيمة L والمجال لهذه القيم من (-L→0→+L) والكلي هو 2L+1.فمن أجل L=1 فالقيم المختلفة ل m_l هي1-,0&+1

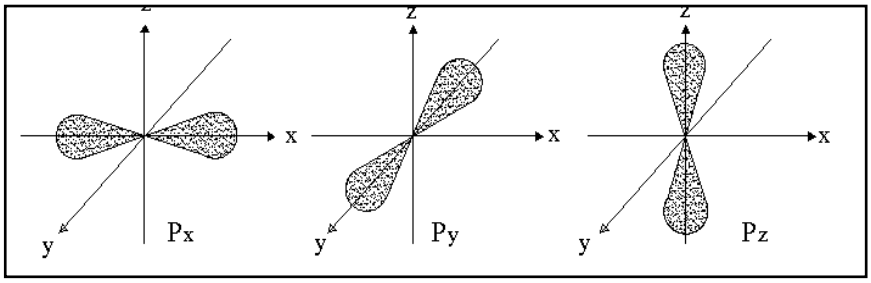
وبناءً على ما تقدّم، فإنّ عدد الأوضـــاع التي يمكن أن تأخذها السّـــحب الإلكترونية العائدة للمدارات الثّانوية $s, p, d, \ldots$ في الفراغ يساوي $(2l+1)$. وهذا ما يُعرف باسم الجدائية أو التعدّدية (Multiplicity).

فمن أجل الإلكترونات s $(l=0)$ تكون هناك قيمة واحدة ممكنة للعدد الكمّي المغناطيســـي، هي $(m=0)$، وبالتالي فهناك توضّـع واحد ممكن للسّـحابة الإلكترونية العائدة للمدار الثّانوي s، كما هو موضّـح في الشّـكل الآتي:



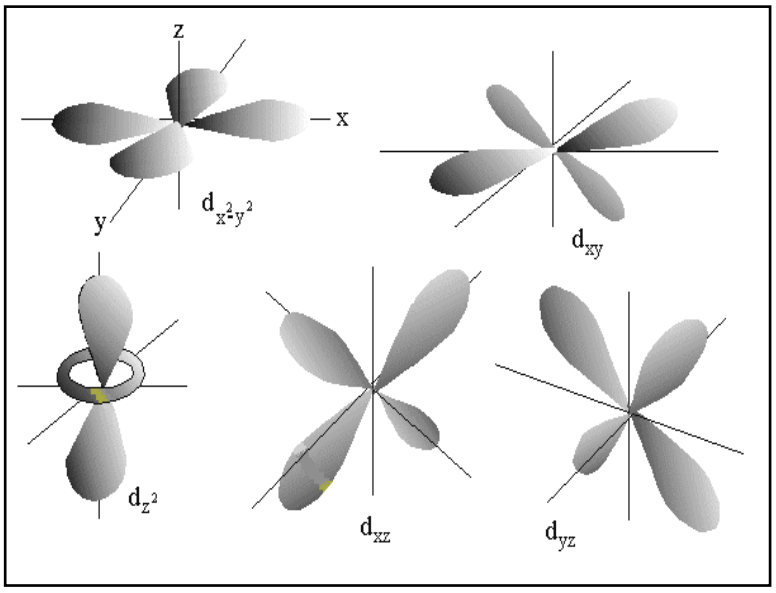
الشّكل (2-5) وضع السّحابة الإلكترونية للمدار s في الفراغ

ومن أجل الإلكترونات p $(l=1)$ يأخذ العدد الكمّي المغناطيسي ثلاث قيم ممكنة، هي $(m=-1,0,+1)$.
وبالتالي تكون هناك ثلاثة أوضاع مختلفة في الفراغ للسحب الإلكترونية العائدة للمدار الثّانوي p، يُشار إليها بالرموز p_X, p_Y, p_Z، كما هو مبيّن في الشّكل الآتي:



الشّكل (2-6) أوضاع السحب الإلكترونية للمدارات p في الفراغ

ومن أجل الإلكترونات d $(l=2)$ هناك خمس قيم ممكنة للعدد الكمّي المغناطيسي، وهي $(m=-2,-1,0,+1,+2)$، وتقابلها خمسة أوضاع مختلفة في الفراغ للسحب الإلكترونية العائدة للمدار الثّانوي d، يوضّحها الشّكل (2-7)، ويشار إليها بالرموز $d_{XY}, d_{XZ}, d_{YZ}, d_{x^2-y^2}, d_{Z^2}$.



الشّكل (2-7) وضع السّحب الإلكترونية للمدارات d في الفراغ

4 – العدد الكمي السبيني Spin Quantum Number(m_s)

يقدم هذا العدد الكمي معلومات حول دوران الالكترونات حول محورها الخاص في المدار فيما إذا كان الدوران مع عقارب الساعة أو بعكسها. فهناك قيمتان فقط للعدد الكمي المحوري (الدوراني)m_S هما(m_s=+1/2&m_s=-1/2).

تتحرك الالكترونات حول النواة في نوعين من الحركة:

1-حركة دورا نية حول النواة في مدارات دائرية أو اهليليجية.

2 – حركة كل إلكترون حول محوره Spin.

ملخص لما تقدّم، يمكن أن نستنتج الاتي:

1- كلّ مدار فرعي يستوعب إلكترونين كحدّ أقصى.

2- كلّ مدار ثانوي يحتوي على $(2l+1)$ أو $(n+l)$ من المدارات الفرعية.

3- كلّ مدار ثانوي يستوعب $2(2l+1)$ من الإلكترونات.

4- عدد أنواع المدارات الثّانوية في كلّ مدار رئيس يساوي (n).

5- عدد المدارات الفرعية في كلّ مدار رئيس يساوي (n^2).

6- عدد الإلكترونات في كلّ مدار رئيس يساوي $(2n^2)$، كحدّ أقصى.

وهنا لا بدّ من الإشارة إلى أنه يُستعاض، عادةً، عن المدارات الفرعية بحُجيرات مربعة الشّكل ☐، تُعرف باسم الحجيرات الكمومية أو الكوانتية.

تتّسع كل حجيرة لإلكترونين متعاكسين باللفّ الذّاتي ($s=+\frac{1}{2}$ للإلكترون الأول و $s=-\frac{1}{2}$ للإلكترون الثاني)، يُسميان بالإلكترونين المتزاوجين، ويُشار إليهما بالرّمز ⇅.

وخلاصة القول، أنّنا الآن نستطيع أن نميّز كل إلكترون في الذرّة تمييزاً كاملاً عن غيره من إلكترونات الذرّة ذاتها، وذلك بوساطة أعداد الكمّ الأربعة $(n، l، m، s)$ التي تخصّ هذا الإلكترون.

والجدول (3-2) يُظهر أعداد الكمّ الأربعة بالإضافة الى عدد الإلكترونات التي تستوعبها المدارات الثّانوية والرّئيسة.

الجدول (1-3): أعداد الكمّ (*n,l,m,s*) وحالة الإلكترونات في الذرّة الجدول (1-4): أعداد الكم (*n,l,m,s*) وحالة الكمّ (*n*)

	الرئيسة				(*s*)	الفرعية (2*l*+1)	2(2*l*+1)	السعة الإلكترونية للطبقة الرئيسة ($2n^2$)
1	K	0	1*s*	0	±1/2	1	2	2
2	L	0	2*s*	0	±1/2	1	2	8
		1	2*p*	-1, 0, +1	±1/2	3	6	
3	M	0	3*s*	0	±1/2	1	2	18
		1	3*p*	-1, 0, +1	±1/2	3	6	
		2	3*d*	-2, -1, 0, +1, +2	±1/2	5	10	
4	N	0	4*s*	0	±1/2	1	2	32
		1	4*p*	-1, 0, +1	±1/2	3	6	
		2	4*d*	-2, -1, 0, +1, +2	±1/2	5	10	
		3	4*f*	-3, -2, -1,0,+1,+	±1/2	7	14	

4-2 النموذج الذري الحديث Modern atomic model

انه النموذج الذري الأخير الذي لاقى قبولا من العلماء في الوقت الحاضر. وفقا لهذا النموذج:

1- تتكون الذرة من ثلاث جزيئات أساسية، الكترونات، بروتونات، ونيترونات. فالالكترونات ذات الشحنة سالبة والبروتونات ذات شحنة موجبة والنيوترونات لا تملك شحنة فهي حيادية كهربائيا.
2- تتوضع البروتونات والنيوترونات في نواة صغيرة في مركز الذرة بسبب وجود البروتونات فالنواة تكون ذات شحنة موجبة.
3- تدور الإلكترونات حول النواة في مسارات دائرية واهليليجية ثابتة تعرف بمستويات الطاقة الأساسية أو الأغلفة الرئيسية. تمثل هذه المستويات بالأحرف K,L,M,N,O,P&Q تعد هذه المستويات من النواة باتجاه الخارج.
4- يقسم كل مستوى طاقة أو غلاف إلى أغلفة فرعية(مدارات ثانوية).تمثل هذه المدارات الفرعية بالأحرف s, p, d &f كما تقسم هذه المدارات الفرعية إلى مدارات أخرى sub-sub- shells
5- يقرن كل مستوى طاقة بكمية ثابتة من الطاقة. فمستوى الطاقة الأقرب إلى النواة ذو طاقة أصغريه، بينما مستوى الطاقة الأبعد عن النواة يكون ذا طاقة أعظميه.
6- ليس هناك أي تغير في طاقة الإلكترون طالما بقي يدور في مستوى الطاقة نفسه وتبقى الذرة مستقرة لكن عندم
7- ا يقفز من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى أو عندما يسقط من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى فانه يحدث تغيرا في طاقة الإلكترون.
8- تحتل الإلكترونات المتحركة في مستويات طاقة مختلفة الفراغ حول النواة بسرعة. فالتكدس الكلي للالكترونات يشكل سحابة الكترونية حول النواة بسبب قوة التجاذب الكهروستاتيكي بينهم.
9- إن عدد البروتونات يساوي عدد الالكترونات في الذرة العادية لهذا تكون النواة حيادية (معتدلة) كهربائيا.

2-4-1 العدد الأعظمي للالكترونات في الذرة

Maximum Number of Electrons in an Atom

علمنا أن الالكترونات ذات جزيئات مشحونة سلبيا وتشكل سحابة حول النواة في هذه السحابة ترتب الالكترونات طبقا لطاقتها في مستويات طاقة أساسية مختلفة أو أغلفة أساسية. يعبرعن مستويات الطاقة هذه بالأرقام 1,2,3,4,5,6&7 أو بالأحرف K,L,M, N,O,P Q

هذه الأغلفة الرئيسية تحوي أغلفة فرعية sub-sub-shells وأغلفة جزئية من هذه الأغلفة الفرعية sub-sub-shells سنناقش العدد الأعظمي للالكترونات في الذرة تحت عنوانين:

2-4-1-1 العدد الأعظمي للإلكترونات في الأغلفة الرئيسية

Maximum number of electrons in main shells

يعطى العدد الاعظمي للالكترونات في الاغلفة الرئيسية بالعلاقة:

$$\text{Max.No.of. Electrons in Main Shells} = 2\,n^2$$

حيث n = رقم الغلاف الرئيسي من النواة.

فمن أجل K-shell فان n=1 فالعدد الأعظمي للالكترونات يكون 2

وبشكل مشابه فمن أجل L-shell فان n=2 فالعدد الأعظمي للالكترونات 8

ومن أجل M-Shell فان n=3 فالعدد الأعظمي للالكترونات 18
ومن أجل N-Shell فان n=4 فالعدد الأعظمي للالكترونات 32
وهكذا من المهم في الوقت الحاضر معرفته بأن العلاقة السابقة للعدد الأعظمي للاتلكترونات غير دقيقة للمدارات بعد N فالعدد الأعظمي للالكترونات في المدارات O-Shell حيث n=5, P-shell حيث n=6 و-Q shell حيث n=7 هو 32فقط.

2-1-4-2 العدد الأعظمي للالكترونات في الأغلفة الفرعية.

Maximum number of electrons in the sub-shells

يعطى العدد الأعظمي للالكترونات في الأغلفة الفرعية Sub-shells بالعلاقة:

$$\text{Max.No.of Electrons in sub- Shells} = 2(2L+1)$$

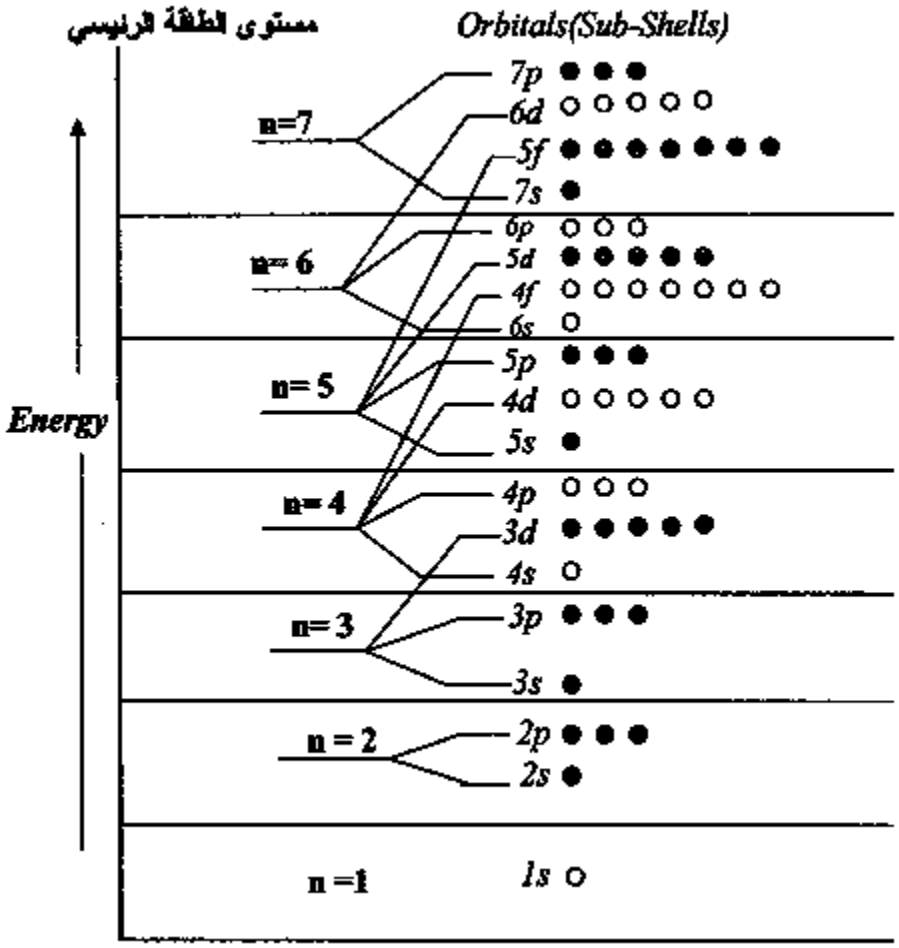
حيث L=رقم الغلاف الفرعي.
وهكذا فمن أجل الغلاف الفرعي الأول (L=0) فان العدد الأعظمي للالكترونات:

Max. No. of Electrons in Sub-Shells=2(2x0+1) =2

هذا الغلاف الجزئي معروف ب S-Sub-Shell.فالرمز 1s,2s,3s,4s,... يعني الغلاف الجزئي S-Sub-Shell الأول،الثاني،الثالث والرابع لمستويات الطاقة بالتتالي.
- في الغلاف الجزئي الثاني (L=1),فان العدد الأعظمي للالكترونات 6
هذا الغلاف الجزئي معروف بـ P-Sub-Shell.فالرمز 2p,3p,4p,... يعني الغلاف الجزئي P-Sub-Shell الثاني، الثالث والرابع لمستويات الطاقة بالتتالي.
- في الغلاف الجزئي الثالث (L=2)، فان العدد الأعظمي للالكترونات 10
هذا الغلاف الجزئي معروف ب d-Sub-Shell فالرمز 3d,4d,5d,... يعني الغلاف الجزئي d-Sub-Shell الثالث، الرابع والخامس لمستويات الطاقة بالتتالي.

2-4-2 مخطط مستوى الطاقة لذرة متعددة الإلكترونات

يبين الشكل مخطط مستوى الطاقة النظامي لذرة متعددة الإلكترونات (تحوي الذرة أكثر من إلكترون).

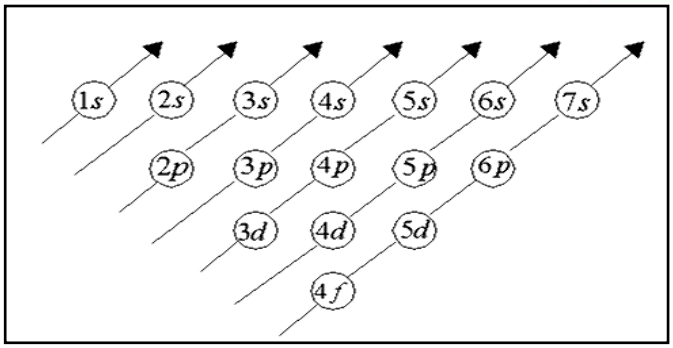


شكل(8-2) مخطط مستوى الطاقة لذرة متعددة الإلكترونات

من المفيد معرفته أن هناك عددا غير محدد من مستويات الطاقة الرئيسية في الذرة لكن في ضوء المعرفة الحالية فان توزيع الإلكترونات يتم في سبع مستويات طاقية رئيسية فقط (من n=1 حتى n=7). وبكلام أخر فان توزيع الإلكترونات يتم من المستوى الأقل في الطاقة إلى المستوى الأعلى في الطاقة. إن تسلسل ملء الإلكترونات في الأغلفة الفرعية المختلفة أو المدارات يتم وفق مجموعة القواعد التالية:

1. تضاف الإلكترونات الواحد بعد الأخر إلى المدارات عند الحركة من عنصر إلى العنصر التالي بنظام تزايد العدد الذري.
2. تملأ المدارات بالتتابع وفق نظام زيادة طاقتهم. تزداد الطاقات وفق النظام **1S, 2S, 2P, 3S, 3P,4S,3d,4P,5S,4d,5P,6S,4f,5d,6P,7S**. أما الأعداد 1,2,3 4 etc. تشير إلى مستوى الطاقة الرئيسي.

ولكي تسهل معرفة هذا الترتيب يتمّ رسم المدارات الثّانوية على شكل دوائر مرتّبة في شكل هرمي معكوس، ومن ثمّ تُملأ هذه المدارات، ابتداءً بالمدار $_{1s}$، وتماشياً مع الأسهم المتوازية الموضحة في الشّكل (2-9).



الشّكل (9-2) رسم توضيحي لتسلسل المدارات الثّانوية، حسب طاقاتها

3. زوج الإلكترونات في أي مدار f or s,p,d غير ممكن حتى تحوي كل المدارات المتاحة للمجموعة المعطاة إلكترونا واحدا في كل منها.
4. يتسع مدار الغلاف الجزئي في العدد الكمي الأساسي لعدد أعظمي من الإلكترونات مقداره 2 بدوران متعاكس. أو بكلام آخر لا يوجد مدار يمكن أن يتسع لإلكترونين باتجاه الدوران نفسه لأن كل إلكترون سيصد (سيرد) الآخر بقوة كبيرة وذلك حسب مبدأ باولي.
5. تميل المدارات في المستوى الفرعي نفسه لتصبح مملوءة أو نصف مملوءة بالإلكترونات لأنها تمثل ترتيب مستقر للإلكترونات.
6. إذا كان هناك مداران أو أكثر لمجموعة معطاة (p,d,f) تحوي إلكترونا واحدا في كل منها فهي تميل لتكون باتجاه موحد للدوران (لها نفس العدد اللفي) لكن الإلكترونيين في المدار سيكونان دوما بدوران متعاكس.

2-5 البناء الإلكتروني للذرات

يتم توزيع إلكترونات الذرّة على المدارات الثّانوية المحيطة بنواة، وذلك بالاعتماد على قواعد البناء الإلكتروني

2-5-1 مبدأ الاستبعاد لباولي

وينصّ هذا المبدأ على أنّه لا يمكن لإلكترونين في ذرّة واحدة أن يملكا أعداد الكمّ الأربعة نفسها. فلو وُجد إلكترونان يملكان أعداد الكمّ الثلاثة m ، l ، n نفسها في الذرّة، فلا بدّ أن يختلفا بالعدد الكمّي السبيني s ؛ أي أنّه يشترط عند تواجد إلكترونين في حجيرة كوانتية أن يكونا متعاكسين باللفّ الذّاتي؛ أي متزاوجين (Paired). وهذا ما يمثّل بسهمين متوازيين ومتعاكسين في الاتّجاه $\boxed{\uparrow\downarrow}$.

فمثلاً، في ذرّة الهيليوم المستقرّة ($Z = 2$ العدد الذرّي) تكون أعداد الكمّ الأربعة للإلكترونين كالآتي:

للإلكترون الأوّل $n=1\ ,\ l=0,\ m=0,\ s=+\frac{1}{2}$

للإلكترون الثاني $n=1\ ,\ l=0,\ m=0, s=-\frac{1}{2}$

ويمكن تمثيل البنية الإلكترونية لذرّة الهيليوم بالرمز التعبيري التالي:

$$He(2): \boxed{\uparrow\downarrow}$$

حيث إنّ الإلكترون الأوّل يُمثّل داخل الحجيرة الكوانتية بالسّـــهم المتّجه نحو الأعلى، والإلكترون الثاني يمثّله السهم المتّجه نحو الأسفل. والرقم الموجود بين القوسين $(\ )$، على يمين الرمز He، يمثّل العدد الذرّي Z لذرّة الهيليوم.

2-5-2 قاعدة هوند

و تنصّ على أنّ الإلكترونات التي لها الطّاقة نفســها (لها العددين الكمّيين n و l نفســهما) تتوزع على الحجيرات الكوانتية بشكل يكون معه عدد الإلكترونات التي يكون لها العدد الكمّي السبيني s نفسه أعظمياً، شــريطة عدم الإخلال بمبدأ الاســتبعاد. وتعرف هذه الإلكترونات باســم الإلكترونات الفردية أو العازبة (Unpaired).

وبمعنىً آخر، فقاعدة هوند تقول بأنّ الإلكترونات تتوزّع بصــورة فردية على المدارات الثّانوية المنحلّة (المتساوية بالطّاقة) بشكل تتحقق معه التعددية القصـــوى $2S+1$ (Maximum multiplicity)، دون الإخلال بمبـدأ الاســـــــتبعـاد، حيـث S تمثّـل مجموع الســبين للإلكترونــات الفرديــة؛ أي أنّ: $S = s_1 + s_2 + s_3 + \ldots$ تمثّل ســبين الإلكترون الأوّل والثـاني والثـالـث، على التوالي، $(s_1, s_2, s_3, \ldots)$ وهكذا).

بعض الامثلة:

الكربون (Z=6)

تملك ذرة الكربون ستة إلكترونات. يتوضع الإلكترون في الغلاف الرئيسي الأول، يتوضع الإلكترونان الآخران في الغلاف الفرعي s للمدار الرئيسي الثاني، بينما يتوضع الإلكترونان المتبقيان في الغلاف الفرعي p للغلاف الرئيسي الثاني. فالشكل الإلكتروني العام لذرة الكربون يأخذ الشكل **$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$.**

الصوديوم (Z =11)

تملك ذرة الصوديوم أحد عشر إلكترون يتوضع إلكترونان في الغلاف الرئيسي الأول يتوضع الإلكترونان الأخران في الغلاف الفرعي s للمدار الرئيسي الثاني، تتوضع الإلكترونات الستة الأخرى في الغلاف الفرعي p للغلاف الرئيسي الثاني وبينما يتوضع الإلكترون الوحيد المتبقي في المدار الفرعي s للغلاف الرئيسي الثالث فالشكل الإلكتروني العام لذرة الصوديوم يأخذ الشكل **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.**

تجدر الإشارة إلى أنّ الإلكترونات الفردية لها أهمية خاصّة في تحديد الصفات المغناطيسية للذرّة، حيث إنّ وجود إلكترون فردي أو أكثر في الذرّة يجعلها ذات صـفات بارامغناطيسـية (Paramagnetic)، وإذا ما احتوت فقط على الإلكترونات المتزاوجة تكون ذات صـــفات ديامغناطيســـية (Diamagnetic). والمواد البارامغناطيسـية تتفاعل بشـدّة مع المجال المغناطيسـي، أما المواد الديامغناطيسـية فيكون تأثّرها بهذا المجال ضعيفاً.

وكنتيجةٍ لقاعدة هوند (التعددية $2S+1$ أقصى ما يمكن) فإنّ المدارات الممتلئة بالإلكترونات أو نصف الممتلئة تزيد من استقرار الذرّة. وبناءً على ذلك تظهر بعض المفارقات في البناء الإلكتروني.

فمثلاً، التركيب الإلكتروني لذرّة الكروم $Cr(24)$ هو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ وليس $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$؛ لأنّ التوزيع الأوّل ($4s^1 3d^5$) يكون فيه كلّ من المدارين الثّانويين $4s$، $3d$ نصف ممتلئ، وبالتالي فهو الأكثر استقراراً من التوزيع الثّاني ($4s^2 3d^4$).

والتركيب الإلكتروني لذرّة النحاس $Cu(29)$ هو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ وليس: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$. وهناك حالات أخرى مشابهة نجدها في ذرّات الفضة $Ag(47)$ والذّهب $Au(79)$، وغيرها.

والتركيب الإلكتروني لذرّة الفضة (Z=47) هو

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^1$

والتركيب الإلكتروني لذرّة اليورانيوم (Z=92) هو: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 5f^3\ 6s^2\ 6p6\ 6d^1\ 7s^2$

وقد ثبت أنّ المدار $3d$ يصبح أقلّ طاقة من المدار المملوء $4s$، ويمكن ملاحظة ذلك عندما تفقد الذرّة بعض إلكتروناتها وتتحول إلى شاردة موجبة. فمثلاً، تتكون شاردة التيتانيوم الثنائي Ti^{2+} عندما تفقد ذرّة التيتانيوم $Ti(22): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ إلكترونين من المدار $4s$ وليس من المدار $3d$ فيكون التركيب الإلكتروني لشاردة التيتانيوم الثنائي هو:

$$Ti^{2+}(20): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^2$$

وهذا يشير إلى أنّ طاقة المدار $4s$ أعلى من طاقة المدار $3d$ في ذرّة التيتانيوم. وكذلك تتكون شاردة النحاسي Cu^+ بفقدان ذرّة النحاس $Cu(29)$ إلكتروناً واحداً من المدار $4s$ وليس من المدار $3d$. فيكون التركيب الإلكتروني لشاردة النحاسي هو: $Cu^+(28): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^{10}$.

أمّا الشّوارد السّالبة فيُكتب تركيبها الإلكتروني بإضافة عدد من الإلكترونات مساوٍ لقيمة الشّحنة السّالبة التي تحملها الشّاردة. فمثلاً، ذرّة الفلور $F(9)$ لها التركيب الإلكتروني: $F(9): 1s^2 2s^2 2p^5$، وشاردة الفلوريد F^- لها التركيب الإلكتروني: $F^-(10): 1s^2 2s^2 2p^6$. وذرّة الكبريت $S(16)$ لها التركيب الإلكتروني: $S(16): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$، أما شاردة الكبريتيد S^{2-} فتركيبها الإلكتروني هو: $S^{2-}(18): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

أخيراً لا بدّ من الإشارة الى أنّ اللّانظامية (Irregularity) في التوزيع الإلكتروني سببها أنّه في الطبقات العليا يزداد تداخل المدارات الثّانوية وتقلّ الفوارق الطاقية فيما بينها. وهكذا يكون من الصعب توقع التركيب الإلكتروني في ذرّات العناصر الثقيلة.

نهاية المحاضرة الثانية

إضافات مدرس المقرر