الجامعة السورية الخاصة
كلية هندسة البترول

الجامعة السورية الخاصة
SYRIAN PRIVATE UNIVERSITY

# الكيمياء العامة واللاعضوية

الدكتور: جليل ضمد غليم

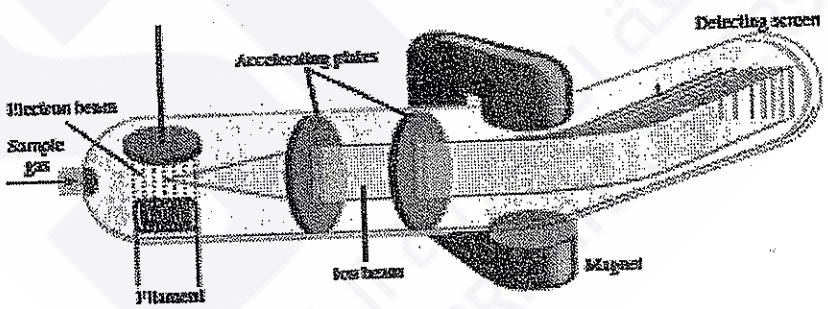
العام الدراسي 2017-2018

# المحاضرة (3)

# 2019-2018

| العنصر | العدد الذري | عدد الكتلة | عدد النيترونات |
|---|---|---|---|
| H | 1 | 1 | 0 |
| D | 1 | 2 | 1 |
| T | 1 | 3 | 2 |
| | 6 | 12 | 6 |

- **قياس رقم الكتلة باستخدام مطياف الكتلة:**
- يساعد مطياف الكتلة قياس كتلة الذرة أو الجزيء على أساس انحراف الشوارد الموجبة في ساحة كهربائية ومغناطيسية وتعود هذه الطريقة إلى العالم توسون (1824-1907) والتي طورها العالم أستون(1877-1945) باستخدامه لوحة تصوير تسجل عليها شوارد المادة المختلفة في كتلتها (النظائر) وعندها يسمى الجهاز **mass spectrograph**، ولكن في الوقت الحاضر تستخدم أجهزة الكترونية لالتقاط الشوارد الموجبة ويدعى الجهاز مطياف الكتلة **mass spectrometer** يبين الشكل (2-5) مطياف الكتلة:




**الشكل (2-5) مطياف الكتلة**

**2-3-3- نموذج بور للذرة Bohr's model of the atom:**

تبعاً لنموذج رذرفورد بقي أن نعرف كيفية دوران الإلكترونات وما هو موقعها، والسبب في التساؤل هو نظرية ماكسويل التي كانت سائدة يومها والتي تنص على أن الإلكترون يفقد طاقته باستمرار في أثناء دورانه حول النواة، وهذا يعني أن الإلكترون سيسقط ويصطدم بالنواة وهذا لن يحدث طبعاً. لقد كان لدراسة طيف ذرة الهيدروجين من قبل العالم بالمر Balmer عام 1885 م وآخرين أثر كبير في إقدام العالم بور عام 1913 م على نشر نظريته، والتي تتألف من النقاط الآتية:

1- عدم صحة نظرية ماكسويل.

2- نموذج رذرفورد صحيح في أن الإلكترونات تدور حول النواة بشكل مشابه لدوران الكواكب حول الشمس.

3- تتحرك الإلكترونات في مسارات دائرية محددة حول النواة، يُرمز للمدارات بأعداد صحيحة...1,2,3 تدعى الأعداد الكوانتية الرئيسة. فعندما n=1 يُعرف ذلك بالسوية الأساسية، وتُعرف المدارات الأعلى ...n=2,3,4 بالسويات المثارة.

4- المدارات التي تكون لها كمية حركة زاوية تساوي المقدار $h/2\pi$ أو مضاعفاته هي التي تشغل بالإلكترونات:

$$m_e v\, r = nh/2\pi$$

حيث إن $n$ عدد دوري وصحيح ....n=1,2,3

$m_e$ كتلة الإلكترون

$r$ نصف قطر المدار

h=6.625 x$10^{-34}$ J.s ثابت بلانك

5- عند اكتساب الإلكترون لكمية من الطاقة ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى (وضع غير مستقر) وعند فقده لهذه الطاقة يعود إلى موضعه الأصلي فاقداً الكم نفسه من الطاقة الذي اكتسبه في أثناء الإثارة على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجي وتردد مميز، ومقدار الطاقة المكتسبة أو المفقودة (الكم أو الكوانتم) يساوي فرق الطاقة بين المستويين وتكون على شكل فوتون، كما توضحه علاقة ماكس بلانك:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = hc/\lambda = hc.\bar{\nu}$$

حيث إن: $\lambda$ (cm) طول الموجة ، $\bar{\nu}$ $(\frac{1}{cm})$ العدد الموجي ، $\nu$ $(s^{-1})$ التواتر

وعليه فإن نظرية الكم (quantum theory) تنص على أن الطاقة لا توجد بشكل سيالة مستمرة ولكن على نحو متقطع تدعى أصغر قيمة لها كوانتم أو فوتون. وكان ماكس بلانك أول من اقترح فكرة تكميم الطاقة ثم أثبتها أينشتاين.

**2-3-3-1- حساب طيف الهيدروجين تبعاً لنموذج بور:**

افترض بور أن الإلكترون يدور وفق مسار دائري حول النواة، لكي يستقر الإلكترون يجب أن تتساوى القوتين الجاذبة والنابذة كما يأتي:

$$F_1 = F_2$$

$$\frac{m_e v^2}{r} = \frac{e^2}{r^2}$$

نرمز بـــ $E_n$ لطاقة الإلكترون الكلية و التي تساوي:

$$E_n = E_{kin.} + E_{pot.} \quad \ldots. (2)$$

الطاقة الكامنة الحركية

$$E_n = ½\, mv^2 - e^2/r$$

$$= ½\, e^2/r - e^2/r$$

$$E_n = -e^2/2r \quad \ldots. (3)$$

من علاقة كمية الحركة الزاوية: $m.v.r = nh/2\pi$

$$\Rightarrow v = n.\frac{h}{2\pi}.\frac{1}{m.r}$$

بتعويض v في العلاقة 1 ينتج:

$$m.\frac{n^2.h^2}{4\pi^2.m^2.r^2} = e^2/r$$

$$\Rightarrow r = \frac{n^2.h^2}{4\pi^2.m.e^2}$$

بتعويض قيمة r في العلاقة 3 ينتج:

$$En = -\frac{2\pi^2 m.e^4}{n^2 h^2} = -A\left(\frac{1}{n^2}\right) \quad \ldots.(4)$$

وهي طاقة إلكترون ذرة الهيدروجين، أما المقدار الثابت A فيحسب بالتعويض عن الثوابت في العلاقة 4 ويساوي:

$$A = -21.78 \times 10^{-19}\ J$$

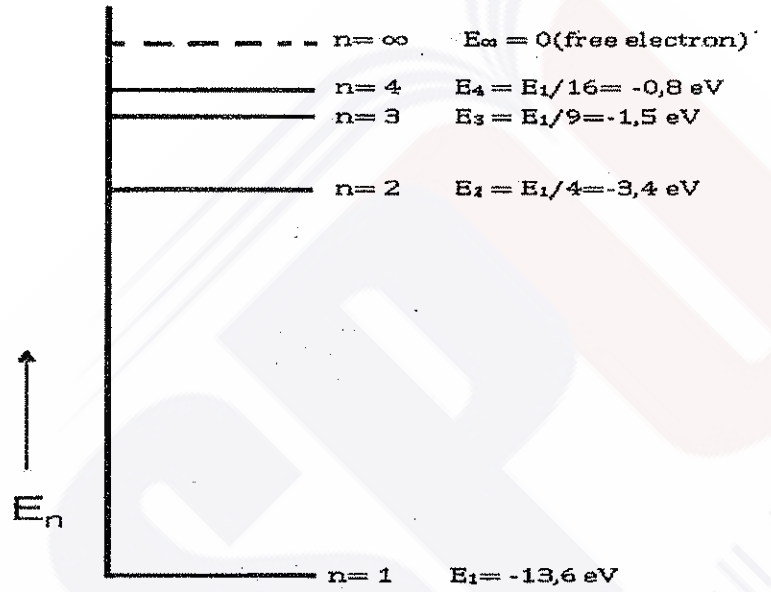
$$E_n = -1/n^2\ (21.78 \times 10^{-19}\ J) = -1/n^2\ (13.6\ ev) \quad \ldots. (5)$$

حيث أن: $1ev = 1.602 \times 10^{-19}\ As.V = 1.602 \times 10^{-19}\ J$

الإشارة السالبة في العلاقة تعني أن طاقة الإلكترون في الذرة أقل من طاقة الإلكترون الحر عند فقدها له.

من المعادلة: $E_n = -e^2/2r$

عندما يكون الإلكترون في اللانهاية فإن $E_\infty = 0$ لأنه كلما زاد بعد الإلكترون عن النواة زادت طاقته وكلما اقترب منها نقصت طاقته أي: $E \sim 1/r$ وبالتالي أكبر قيمة سالبة للطاقة تكون عندما $n = 1$ وهو الوضع المستقر للذرة. ويمكن الحصول على سويات الطاقة في ذرة الهيدروجين تبعاً لنموذج بور وبمساعدة العلاقة 5، كما يبينها الشكل (2-6):




**الشكل (2-6) سويات الطاقة لذرة الهيدروجين تبعاً لنموذج بور**

قبل أن يُعلن بور عن نموذجه كانت خطوط طيف ذرة الهيدروجين معروفة تجريبياً، وكان العالم السويسري بالمر Balmer أول من أوجد في عام 1885 م علاقة رياضية استطاع على أساسها حساب الطول الموجي لخطوط طيف ذرة الهيدروجين في المجال المرئي:

$$\bar{\nu} = 1/\lambda = \nu/c = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \dots\dots 6$$

حيث إن: $\bar{\nu}$ العدد الموجي أو مقلوب طول الموجة cm

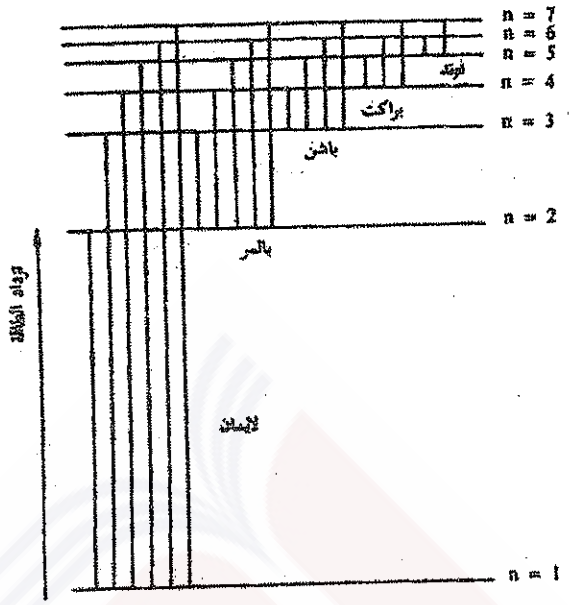
$R_H$ مقدار ثابت يدعى ثابت رايدبيرغ $109677.60\ cm^{-1}$

n عدد صحيح $n = 3,4,\dots\infty$

أجرى العالم رايدبيرغ تعديلاً على علاقة بالمر لتكون مناسبة لحساب طول الموجة لجميع خطوط الطيف سواء في متسلسلة بالمر أو غيرها:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \qquad \dots(7)$$

حيث إن $n_2 > n_1$ ، يوضح الشكل (2-7) سلاسل طيف ذرة الهيدروجين:




**الشكل (2-7) سلاسل طيف ذرة الهيدروجين**

وتكون السلاسل الطيفية المبينة في الشكل السابق كما يأتي:

١) سلسلة ليمان (Lymann) حيث $n_1=1$ و $n_2 = 2,3,4\ldots$

2) سلسلة بالمر (Balmer) حيث $n_1=2$ و $n_2 = 3,4,5\ldots$

3) سلسلة باشن (Paschen) حيث $n_1=3$ و $n_2 = 4,5,6\ldots$

4) سلسلة براكيت (Brackett) حيث $n_1=4$ و $n_2 = 5,6,7\ldots$

5) سلسلة بفوند (Lymann) حيث $n_1=5$ و $n_2 = 6,7,8\ldots$

يمكن حساب الثابت $R_H$ على أساس نموذج بور من العلاقة:

$$\Delta E = h\nu = En_2 - En_1$$

$$h\nu = -A/n_2^2 - (-A/n_1^2) = A(1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

نعوض بقيمة A من العلاقة 4:

$$\Delta E = 2\pi^2 me^4/h^2\,(1/n_1^2 - 1/n_2^2) = h\nu = hc/\lambda$$

$$\Delta E = h\nu = hc/\lambda$$

$$hc/\lambda = 2\pi^2 me^4/h^2\,(1/n_1^2 - 1/n_2^2)$$

$$\bar{\nu} = \frac{2\pi^2 me^4}{ch^3}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \qquad \ldots(8)$$

وهي تشبه معادلة رايدبيرغ:

$$\bar{\nu} = 1/\lambda = \nu/c = R_H\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

وعند حساب $R_H$ من العلاقة 8 وبالتعويض نجد:

$$R_H = 2\pi^2 me^4/ch^3 = 109737\ cm^{-1}$$

وهذه القيمة الحسابية نجد أنها قريبة من القيمة المقيسة تجريبياً (علاقة بالمر).

**مثال(1-2):** احسب طول الموجة للانتقال الثالث في سلسلة براكيت لذرة الهيدروجين n=4

$$\bar{\nu} = 1/\lambda = R_H\left(\frac{1}{n1^2} - \frac{1}{n2^2}\right)$$
$$= 109677.6\left(\frac{1}{16} - \frac{1}{49}\right)$$

$$\Rightarrow \lambda = 2.166 x\, 10^{-4}\ cm$$

ثم احسب طاقة هذا الإشعاع؟

$$\Delta E = h\nu = hc/\lambda = 6.625\ x10^{-34}\ 3x10^{10}/2.166\ x10^{-4}$$

$$\Rightarrow \Delta E = 9.176\ x10^{-20}\ J$$

**مثال(2-2):** احسب تبعاً لعلاقة بالمر، طول موجة الضوء في الإشعاع عندما ينتقل الإلكترون في طيف ذرة الهيدروجين من السوية $n_4 = 4$ إلى السوية $n_2 = 2$ ومن ثم احسب طاقة هذا الإشعاع.

$$\frac{1}{\lambda} = 109677\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 20562\ cm^{-1} \Rightarrow \lambda = 486\ x\ 10^{-7}\ cm$$

$$E = h\nu \quad , \quad \nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3x10^{10}\ cm.s^{-1}}{486x10^{-7}\ cm} = 6.17\ x10^{14}\ s^{-1}$$

$$E = 6.625\ x10^{-34}\ Js\ x6.17\ x\ 10^{14}s^{-1} = 4.09\ x\ 10^{-19}\ J$$

**مثال(3-2):** عند انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من سوية مثارة إلى السوية الأساسية ثم إلى إصدار شعاع ضوئي موجته $\lambda = 121\ nm$، المطلوب:

a) احسب فرق الطاقة بين السويتين. b) احسب العدد الكمي الرئيسي للسوية المثارة .

$$\Delta E = E_n - E_1 = \frac{hc}{\lambda}$$

$$E_n - E_1 = \frac{6.62x\ 10^{-34}\ J.s\ x\ 3x10^{8}\ m.s^{-1}}{121\ x\ 10^{-9}\ m} = 16.4\ x10^{-19}\ J = 10.2\ eV$$

$$E_n = E_1 + 10.2\ eV = (-13.6 + 10.2) = -3.4\ eV$$

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} \Rightarrow n^2 = \frac{E_1}{E_n} = \frac{13.6\ ev}{3.4\ ev} = 4 \Rightarrow n = 2$$

**مثال(4-2)**: احسب طول موجة شعاع ضوئي تبلغ طاقته 4.9 ev؟

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{6.625\ x10^{-34}\ Js\ x\ 3\ x10^{8}\ cm/s}{4.9\ x\ 1.602\ x\ 10^{-19}\ C.1V} = 2.531\ x10^{-5}\ cm \Rightarrow \lambda = 2532\ A^{\circ}$$

ويمكن حساب سويات طاقة الإلكترون في الشوارد المشابهة للهيدروجين(كما في شاردة الليثيوم $Li^{2+}$) وفق العلاقة: $E_n = E_{n(H)} . P^2$

حيث أن: $E_{n(H)}$ طاقة ذرة الهيدروجين ( العلاقة 5)

P عدد البروتونات ويساوي 3 في الشاردة $Li^{2+}$

ويُعطى فرق الطاقة بين السويتين $n_I$ و $n_{II}$ بالعلاقة الآتية:

$$\Delta E_n = \Delta E_{n(H)} . P^2$$

$\Delta E_{n(H)}$ فرق الطاقة بين السويتين $n_I$ و $n_{II}$ في ذرة الهيدروجين.

ويمكن حساب نصف قطر نواة الذرة الشبيهة بالهيدروجين تبعاً للعلاقة:

$$r = r_H . 1/P$$

**مثال(5-2)**: احسب طاقة تشرد $Li^{2+}$ إذا علمت أن طاقة تشرد الهيدروجين تساوي 13.6ev.

$$\Delta E_{Li} = \Delta E_{n(H)} . P^2 = (13.6) . (3^2) = 122.4\ ev$$

## 2-4- الطبيعة الموجية للإلكترون- وفرضية دي بروغلي:

## De-Broglie's hypothesis- Wave Nature of electron

للإشعاع الكهرطيسي صفات موجة يمكن تحديد طولها $\lambda$، و بالتالي تملك صفات الانعراج والتداخل والاستقطاب، ومن ناحية أخرى يتألف الإشعاع أيضاً من جسيمات دقيقة تدعى الفوتونات وبالتالي فهو يملك طاقة وله كتلة. وهذه الصفات المزدوجة للضوء تم تفسيرها عبر ظاهرة التأثير الكهرضوئي للعالم أينشتاين، أيضاً، أوحت للعالم دي بروغلي Debrogli's في العام 1924 م بتعميم المفاهيم الموجية الجسيمية على جميع الجسيمات الدقيقة، و التوصل إلى علاقة لحساب طول موجات الأجسام.

وذلك بالمساواة بين علاقة أينشتاين: $\Delta E = \Delta m . C^2$

وعلاقة ماكس بلانك : $\Delta E = h . \nu$

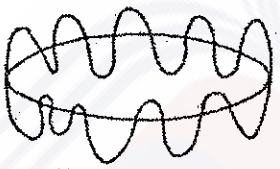
بالمساواة بين العلاقتين:

$$m.C^2 = mC.C = h.\nu = \frac{h.C}{\lambda} \implies \lambda = \frac{h}{m.C}$$

حيث إن λ طول موجة الفوتون الناتج عن تحول الكتلة m إلى طاقة ضوئية. ويمكن الحصول على علاقة مشابهة لطول الموجة الجسيمية بتعويض سرعة الضوء C بسرعة الجسيم v المطلوب حساب طول موجته:

$$\lambda = \frac{h}{m.v}$$

يوضح الشكل (2–8) الطبيعة الموجية للضوء:



**الشكل (2–8) الطبيعة الموجية للضوء**

وهذه الطبيعة الموجية تتطلب أن يكون للإلكترون طول موجة محدد بحيث إن محيط مداره ($2\pi r$) يساوي عدداً صحيحاً من أطوال الموجة تبعاً للعلاقة الآتية:

$$2\pi r = n\lambda$$

$$\Rightarrow \lambda = \frac{2\pi r}{n}$$

بمقارنتها مع العلاقة:

$$\lambda = \frac{h}{m.v}$$

$$\frac{h}{m.v} = \frac{2\pi r}{n}$$

$$m.v.r = \frac{n.h}{2\pi}$$

وهذا يعني أن عزم الإلكترون الزاوي (ذو الطبيعة الموجية) يساوي عدداً صحيحاً من المقدار الثابت $\frac{h}{2\pi}$ وهذا ما أثبته بور في نظريته.

**مثال(2–6):** يبلغ طول موجة ضوء من مصدر ضوئي معين 588nm، احسب طاقة الفوتون بوحدة الجول J . $(1nm = 1.0x10^{-9}m)$

من علاقة ماكس بلانك: $E = h.\nu = \frac{h.C}{\lambda}$

نعوض في العلاقة:

$$E = \frac{(6.63x10^{-34}J.s)x3x10^{8}m.s^{-1}}{5.88x10^{-7}m} = 3.4x10^{-19}J$$

مثال(2-7): احسب تردد ضوء بنفسجي طول موجته 408nm؟

$$C = \nu.\lambda$$

$$\nu = \frac{C}{\lambda} = \frac{3.0x10^{8} m.s^{-1}}{408x10^{-9} m} = 7.35x10^{14} s^{-1}$$

**2-5- قاعدة هايزينبرغ في عدم التحديد Heisenberg Uncertainty Rule:**

تنص على أنه لا يمكن في لحظة من اللحظات تحديد مكان الإلكترون و قوة دفعه، ويمكن التعبير عن ذلك بالعلاقة:

$$(m.\Delta v).\Delta x \geq h/4\pi \Leftrightarrow \Delta x.\Delta v \geq h/4\pi m$$

حيث إن: $\Delta x$ الخطأ أوعدم التأكد في تحديد مكان الإلكترون

m كتلة الإلكترون، v سرعة الإلكترون

$m.\Delta v = \Delta P$ عدم التأكد في كمية حركة الإلكترون

ينتج أنه كلما كان تعيين مكان الجسم أكثر دقة أصبحت قيمتا العزم و السرعة أقل تحديداً وبالعكس، فكلما ازدادت الدقة في تعيين العزم و(السرعة) ازداد الشك في مكان الجسم. وفي حالة الجسيمات ذات الكتل الكبيرة تكون قيمة النسبة h/m صغيرة جداً ($\Delta x$و$\Delta v$ مقداران ضئيلان جداً) ولهذا تصلح لها وتنطبق عليها قوانين الميكانيك الكلاسيكي التي يمكن بوسأطتها تعيين سرعة الجسم ومكانه تعييناً دقيقاً في آن واحد.

مثال(2-8): احسب عدم الدقة في تحديد ($\Delta v$) سرعة الإلكترون، إذا علمت أن عدم الدقة في تحديد مكانه $\Delta x = 0.01A°$ وأن كتلته $m = 9x10^{-31}Kg$.

$$\Delta x.\Delta v = \frac{h}{4\pi m} \Rightarrow \Delta v = \frac{h}{4\pi m.\Delta x}$$

$$\Delta v = \frac{6.63x10^{-34} J.s}{4x3.14x9x10^{-31}Kg\ 0.01x10^{-10}m} = 5.86\ m.s^{-1}$$

وهذا يعني أن عدم الدقة في قياس سرعة الإلكترون عالية جداً وتبلغ تقريباً $2.1x10^{7}$ Km/hr.

## 2-6- ميكانيك الكم – معادلة شرودنغر:

**Shrödinger equation –Quantum Mechanics**

اقتصرت نظرية بور في تحديد طيف الذرات على ذرة الهيدروجين فقط، وعجزت عن تفسير وجود خطوط إضافية في طيف ذرة الهيدروجين في المجال المغناطيسي، وعن كيفية تحديد مكان الإلكترون وسرعته في آن واحد، ودوران الإلكترون حول النواة بمدار محدد، واعتبار أن ذرة الهيدروجين مستوية، نتيجة هذه التساؤلات كان لابد من إيجاد معادلة تصف حركة الجسيمات الدقيقة وطاقتها، وقد تمكن العالم النمساوي شرودنغر من حل هذه المشكلة في إيجاد معادلة عرفت باسمه:

$$\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial y^2}+\frac{\partial^2\psi}{\partial z^2}+\frac{8\pi^2 m}{h^2}(E-V)\psi=0$$

حيث إن : E الطاقة الكلية

V الطاقة الكامنة

h ثابت بلانك

m كتلة الإلكترون

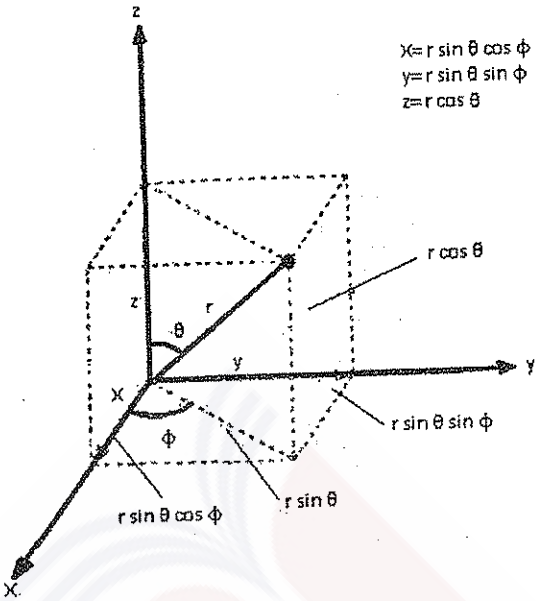
$\psi$ التابع الموجي (بسي)

$x$ , $y$ , $z$ المحاور الرئيسية الثلاثة

إن وجود m يدل على أن للالكترون صفة الجسيم، ووجود التابع الموجي $\psi$ يعطيه صفة الموجة (ليس لـــــ $\psi$ معنى فيزيائي بشكل مباشر) ولكن التابع $\psi^2$ يعني احتمال وجود إلكترون في مكان محدد من الفراغ وهذا يشبه شدة الضوء طرداً مع $\psi^2$. ويسمى التابع الموجي الذي يعتبر حلاً لمعادلة شرودنغر بالمدار، وتكمن طريقة حل المعادلة في عملية تحويل التابع $\psi$ إلى حاصل ضرب تابعين وفق العلاقة الآتية:

$$\psi_{n,L,m}(r,\theta,\Phi) = R_{n,L}(r).Y_{L,m}(\theta,\Phi)$$

حيث: R التابع القطري ويتعلق بالبعد r وبالعدد الكمي الرئيسي n والعدد الكمي الثانوي L والتابع Y وتابع الزوايا ويتعلق بالعدد الكمي الثانوي L والعدد الكمي المغناطيسي m ويبين الشكل (2-9) العلاقة بين الإحداثيات القطبية $(r,\theta,\Phi)$ والإحداثيات الديكارتية (X,Y,Z):




**الشكل (2-9) العلاقة بين الإحداثيات القطبية (r,θ,Φ) والإحداثيات الديكارتية (X,Y,Z)**

إن حل معادلة شرودنغر صعب وبالغ التعقيد حتى في الحالة البسيطة جداً، كحالة ذرة الهيدروجين ولذلك سنكتفي بذكر نتائج حلها فقط، إن حل معادلة شرودنغر لكل إلكترون يؤدي إلى الحصول على قيم خاصة بالإلكترون سميت بأعداد الكم.

✳ 2-7- أعداد الكم **Quantum numbers**: وهي تحدد حجم الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال تواجد الإلكترونات فيه أكبر ما يمكن، كما تحدد طاقة هذه المدارات وأشكالها واتجاهاتها بالنسبة لمحاور الذرة، وهي:

✳ 1- عدد الكم الرئيسي **The principle Quantum Number**:

وهو العدد الذي يصف بُعد الإلكترون عن النواة ويرمز له بـــ (n)، وبأخذ القيم: n= 1,2... ∞ وبزيادة قيمته تزداد طاقة الإلكترون. وتدل قيم n على الطبقات الإلكترونية الرئيسية كما يأتي:

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | عدد الكم الرئيسي |
| K | L | M | N | O | سويات الطاقة الرئيسية |

ويحدد عدد الإلكترونات الأعظمي في كل سوية بالعلاقة: $2n^2$ .

2- عدد الكم الثانوي **The secondary Quantum Number**:

استطاع العالم سمرفيلد أن يكتشف أن خط الطيف والذي يمثل انتقال إلكترون بين مستويين مختلفين في الطاقة هو في الواقع عبارة عن عدة خطوط طيفية دقيقة تدعى سويات الطاقة الفرعية أي كل سوية طاقة رئيسية تتكون من عدد من سويات الطاقة الفرعية والتي يُرمز لها بـــ s,p,d,f وتأخذ القيم 0,1,2,,3 على التوالي. وهو الذي

يصف شكل المدار الذي يوجد فيه الإلكترون ويرمز له بـــ ($\ell$)

$\ell = 0,1,2.....(n-1)$

يوضح الجدول الآتي قيم الأعداد n و $\ell$ والسويات الموافقة لها:

| العدد الكمي الرئيسي n | العدد الكمي الثانوي $\ell$ | انقسام السوية n واسم السويات |
|---|---|---|
| 1 | 0 | S |
| 2 | 0,1 | S,p |
| 3 | 0,1,2 | S,p,d |
| 4 | 0,1,2,3 | S,p,d,f |

**3- عدد الكم المغناطيسي The magnetic Quantum Number:**

بوجود مجال مغناطيسي قوي وجد أن كل خط طيف يمثل مستوى فرعياً ينقسم إلى عدد فردي من المدارات يوضحها العدد الكمي المغناطيسي m وهي:

- المستوى S له مدار واحد ويكون بشكل كروي.
- المستوى الفرعي P وهو عبارة عن ثلاثة مدارات تتخذ محاورها الاتجاهات الفراغية X,Y,Z وهي متعامدة.
- المستوى الفرعي d وهو عبارة عن خمسة مدارات متعامدة.
- المستوى الفرعي f وهو عبارة عن سبعة مدارات متعامدة أيضاً.

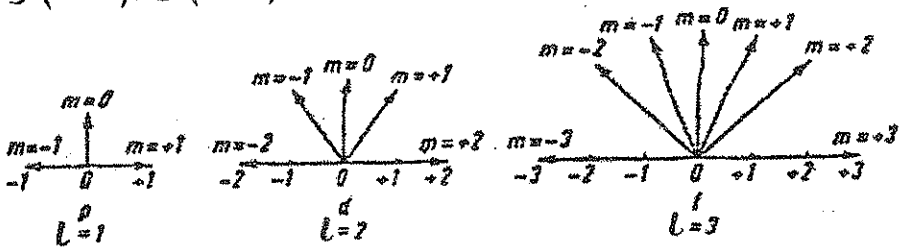
أي أن العدد m يحدد عدد مدارات سويات الطاقة الفرعية واتجاهاتها الفراغية وهو عدد فردي يأخذ القيم 1,3,5,7 : $m = (-\ell.....0.....+\ell)$

| $\ell$ | 0 | 1 | 2 | 3 |
|---|---|---|---|---|
| المدار | s | p | d | F |
| عدد الانقسامات | - | 3 | 5 | 7 |

يوضح الجدول الآتي قيم الأعداد $\ell$ و m:

| $\ell$ | M |
|---|---|
| $\ell$=0 | 0 |
| $\ell$=1 | +1 0 -1 |
| $\ell$=2 | +2 +1 0 -1 -2 |

يوضح الشكل الآتي الاتجاهات المغناطيسية للمدارات s(d=0) وp(d=1) و d(d=2):




**4- عدد الكم للّفّ الذاتي The spin Quantum Number:**

يمكن أيضاً بدون الساحة الكهربائية أو المغناطيسية وبوساطة مطياف حساس وقوي أن يظهر انقسام الخطوط الطيفية والتي تبدو وكأنها خط واحد. لشرح هذه الظاهرة يجب الإشارة إلى دوران الإلكترون حول نفسه إما لليسار أو اليمين، وكل خط عبارة عن سوية طاقة والفرق بين السويتين هو فرق بين عزمين حركيين زاويين $m_e vr$ مقداره الكمي $h/2\pi$. وهذه القيمة عبارة عن الفرق بين $+½\ h/2\pi$ و $-½\ h/2\pi$. ولذلك يعبر عن اللف الذاتي للإلكترون بالعدد الكمي للّفّ الذاتي S ويأخذ القيم $S=\pm 1/2$.

**2-8- قواعد توزيع الإلكترونات على مدارات الذرة:**

**1- مبدأ الاستبعاد لباولي:** ينص المبدأ على أنه لا يوجد في الذرة زوج من الإلكترونات لكل منهما الأعداد الكمية الأربعة نفسه. يوضح الجدول (2-2) توزيع الإلكترونات على مدارات الذرة حتى n=3.

**2- قاعدة هوند Hund's Rule:** وتنص على أنه: يتم توزيع الإلكترونات على مدارات s, p, d, f بشكل فردي وعندما تزيد على عدد المدارات يبدأ التزاوج في المدار الواحد، أمثلة:

$_6C : 1S^2\ 2S^2\ 2P^2$

$_7N : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$

$_8O : 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$

$_9F : 1S^2\ 2S^2\ 2P^5$

$_{12}Mg : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2$

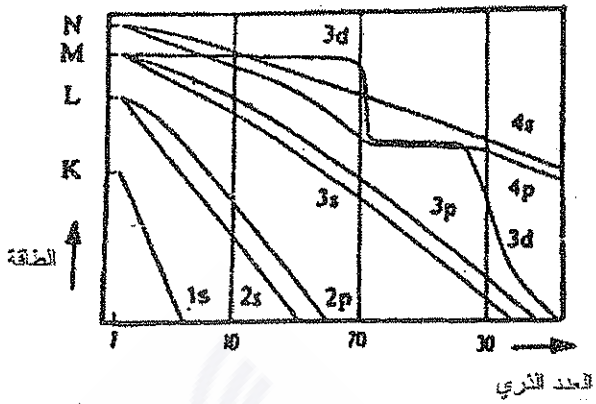
$_{33}As : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^3$

$_{50}Sn : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^6\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^2$

الجدول (2-2) توزيع الإلكترونات على مدارات الذرة حتى n=3

| $\ell$ | m | s | عدد الإلكترونات $2n^2$ | المدار | الترتيب الإلكتروني | الطبقة الرئيسية |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 0 | 0 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 | 1S | $1S^2$ | K |
| 0 | 0 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 | 2S | $2S^2$ | |
| 1 | +1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 6 | $2P_x$ | $2P^6$ | L |
| | 0 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $2P_y$ | | |
| | −1 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $2P_z$ | | |
| 0 | 0 | $\pm\frac{1}{2}$ | 2 | 3S | $3S^2$ | |
| 1 | +1 | $\pm\frac{1}{2}$ | 6 | $3P_x$ | $3P^6$ | M |
| | 0 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $3P_y$ | | |
| | −1 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $3P_z$ | | |
| 2 | +2 | $\pm\frac{1}{2}$ | 10 | $3d_{x^2-y^2}$ | $3d^{10}$ | |
| | +1 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $3d_{xz}$ | | |
| | 0 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $3d_{z^2}$ | | |
| | −1 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $3d_{yz}$ | | |
| | −2 | $\pm\frac{1}{2}$ | | $3d_{xy}$ | | |

ويوضح الشكل (2-10) العلاقة بين سويات الطاقة والعدد الذري:

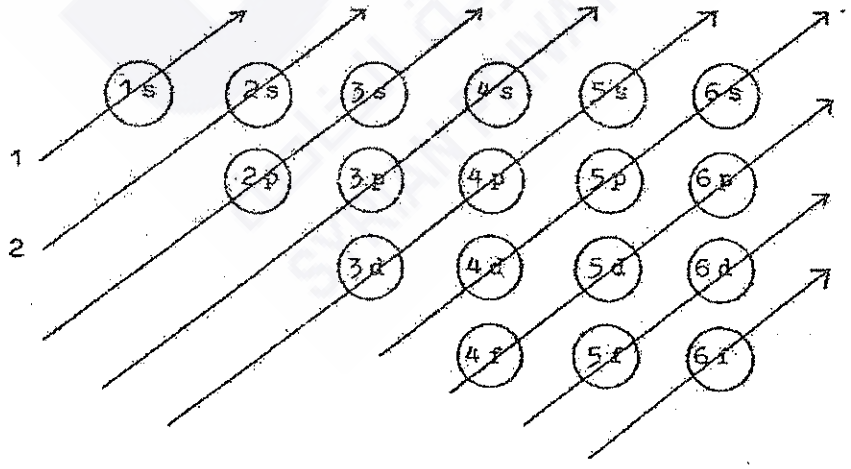



**الشكل (2-10) العلاقة بين سويات الطاقة والعدد الذري**

نلاحظ أن طاقة السوية تزداد مع العدد الكمي الرئيسي n، أما هذا فيعود إلى ضعف قوى التجاذب بين النواة والطبقات الإلكترونية كلما ازداد البعد عن النواة. كذلك نلاحظ أن سوية المدار 4S أخفض من سوية المدار 3d حتى العدد الذري 20 يمكن تفسير ذلك كما يأتي:

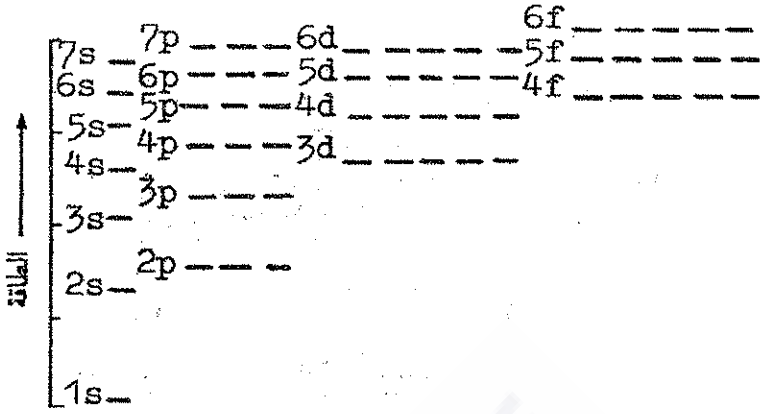
مع زيادة العدد الكمي n تقترب سويات الطاقة بعضها من بعض لدرجة أنها تتساوى فيما بينها. وقد تصبح طاقة سوية من سويات المدار الرابع أدنى من طاقة سوية من سويات المدار الثالث، ولذلك يمكن القول إن المدارات يتداخل بعضها مع بعض بزيادة العدد الكمي n.

حيث يتم توزيع الإلكترونات على مداراتها تبعاً للشكلين (2-11) و(2-12):




**الشكل (2-11) مخطط توزيع الإلكترونات على مدارات الذرة**

ويمثل الشكل (2-12) سويات الطاقة للذرات المتعددة الإلكترونات:




**الشكل (2-12) سويات الطاقة للذرات متعددة الإلكترونات**

$1S<2S<2P<3S<3P<4S\approx3d<4P<5S\approx4d<5P<6S\approx5d\approx4f<6P$

ويمكن كتابة التوزيع الإلكتروني بشكل مختصر كما يأتي:

$_{12}Mg$ : $[Ne]\ 3S^2$

$_{50}Sn$ : $[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^2$

**مثال(2-9):** اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من $_{20}Ca$ و $_{21}Sc$

$_{20}Ca$ $[Ar]4S^2$ $20Ca: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2$

$_{21}Sc$ $[Ar]3d^14S^2$

الكالسيوم من العناصر الرئيسة، يتميز بالكترونات تكافؤ لها عدد كمي رئيسي n=4 أما السكانديوم من العناصر الانتقالية فيتميز بإلكترونات تكافؤ لها أكثر من عدد كمي واحد (n=3 و n=4). تتميز العناصر الانتقالية d بامتلاء جميع المدارات بالإلكترونات ما عدا المدارين الأخيرين nd وS(n+1)، في المجموعة الانتقالية الأولى نلاحظ أن المدارين 3d و4S غير ممتلئين، وفي المجموعة الانتقالية الثانية نجد أن المدارين 4d و5s غير ممتلئين، أما في المجموعة الانتقالية الثالثة فهما 5d و 6S. كما في الأمثلة التالية:

$_{26}Fe$ $[Ar]4S^23d^6$

$_{24}Cr$ $[Ar]4S^13d^5$

$_{29}Cu$ $[Ar]4S^13d^{10}$

$_{25}Mn$ $[Ar]4S^23d^5$

$_{42}Mo$ $[Kr]5S^14d^5$

يُحدد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي كما يأتي:

إذا كان عدد الإلكترونات في مدارات d خمسة أو أقل فإن رقم المجموعة هو مجموع الإلكترونات في nS(n−1)d، أما إذا كان عدد الإلكترونات أكثر من خمسة وأقل من عشرة فيكون رقم المجموعة هو VIIIB، وإذا كان عدد الإلكترونات في d عشرة أي ممتلئاً فإن رقم المجموعة هو عدد الإلكترونات في المدار S.

يجب الإشارة عند حل معادلة شرودنغر إلى أن التابع ($\psi$) حدد أعداد الكم (n,L,m) أما العدد الكمي S فيتعلق بالخاصة المغناطيسية للإلكترون، عندما تأخذ الأعداد القيم الآتية:

n = 1 L = 0 m = 0

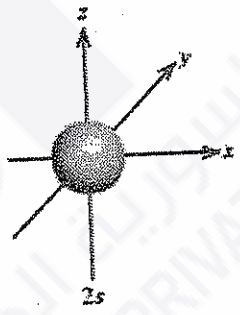
يكون لدينا مدار واحد هو (S)

n = 2 L = 1 m = −1,0,+1

يكون لدينا ثلاثة مدارات فرعية للمدار P ($P_x$ , $P_y$ , $P_z$)

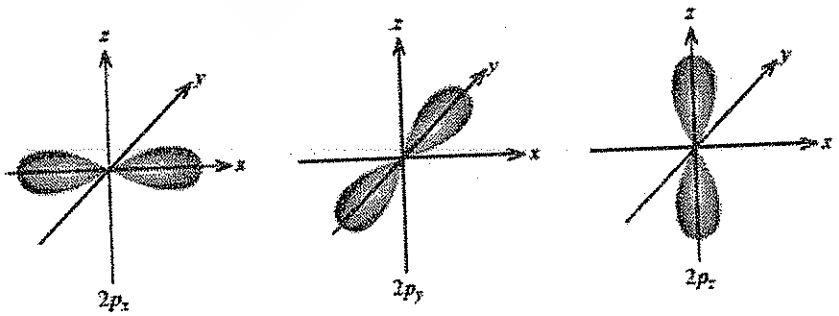
n = 3 L = 2 m = −2,−1,0,+1,+2

يعني وجود خمسة مدارات فرعية للمدار (d)، يوضح الشكل (2−13) أشكال المدارات S:




الشكل (2−13) أشكال المدارات S

يوضح الشكل (2−14) أشكال المدارات P:




الشكل (2−14) أشكال المدارات P