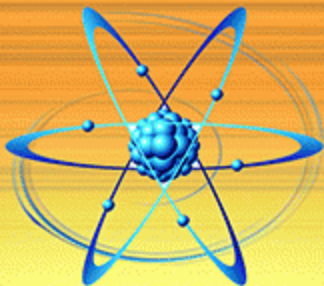


# مقدمة في التركيب الإلكتروني للذرة والكيمياء النووية



الدكتور  
حسن أحمد شحاتة

الدكتور  
محمد فكري الهادي

[www.exophy.blogspot](http://www.exophy.blogspot)

الأكاديمية الحديثة  
للكتاب الإلكتروني

الرقم الدولي المعياري للكتاب :  
9789776149595

النشر، التوزيع، ... الخ . : القاهرة : الأكاديمية  
الحديثة للكتاب الجامعي، [1433] - 2013  
الوصف : 145 صفحة

## مقدمة

وضع هذا الكتاب لخدمة الطلبة الذين يهتمون بدراسة الكيمياء الفيزيائية، وذلك لجميع الفرق الجامعية؛ بدءاً بالفرق الأولى بكليات العلوم والتربية وباقى الفرق فى نفس الكليات وكذا طلبة الهندسة، وكل من يهتم بعلم الكيمياء .

ويشتمل الكتاب على عدد من الأبواب وهى على الترتيب :

الباب الأول، تركيب الذرة :

ويشتمل على طبيعة الذرة، وخواص أشعة الكاثود، ونسبة الشحنة إلى الكتلة، وعلى العديد من النماذج التى وضعت لتركيب الذرة، وطيف ذرة الهيدروجين، وعلى نموذج بوهر لتركيب الذرة، وكذلك جهود التآين.

أما الباب الثانى :

فهو يتناول ميكانيكا الموجة وخصوصاً ظاهرة بروجلى لموجات المادة، ومعادلة شرودنجر للموجة، وأرقام الكم الأربعة، ومبدأ بولى للاستثناء.

أما الباب الثالث :

فيختص بالروابط الكيميائية وأنواعها، والتهجين بأنواعه، وقاعدة الثمانيات، وطريقة الأوربتالات الجزيئية.

الباب الرابع :

ويشتمل على مقدمة عن الكيمياء النووية، ويحتوى هذا الباب على ظاهرة النشاط الإشعاعى، وخواص الأشعة المختلفة، والتحلل الإشعاعى، والسلاسل النشطة إشعاعياً، وتركيب النواة، وطاقة الربط فى النواة، وعلى الانشطارات النووى، والاندماج النووى، والنشاط الإشعاعى الصناعى، والنظائر وطرق فصلها.

وقد راعينا أن يذيل كل باب مجموعة من الاسئلة؛ التى يتدرب الطالب على حلها بعد دراسته.

وقد استعنا فى شرح هذه المواضيع بأمثلة محلولة كلما أمكن، والعديد من الرسوم التوضيحية؛ التى تساعد على فهم الحقائق العلمية الواردة. وحرصنا على أن يزود الكتاب ببعض الثوابت الفيزيائية المهمة التى يستخدمها الطالب فى حل المسائل، وعلى جدول للأعداد والأوزان الذرية للعناصر فى الجدول الدورى . وذلك فى أبسط صورة .  
والله تعالى نسال أن يهديننا إلى الحق وإلى ما ينفع الناس وفيه صلاح أمرنا ، ونسأله أن يهديننا وأن يرزقنا علماً نافعاً ورأياً صائباً وقلباً حافظاً وواعياً وفهماً وسداداً ، فهو ولي ذلك والقادر عليه ، والحمد لله رب العالمين.

## المؤلفان

# الفصل الأول

## تركيب الذرة Atomic Structure

تم الرفع من طرف موقع exophy :  
www.exophy.blogspot.com

## مقدمة الفصل :

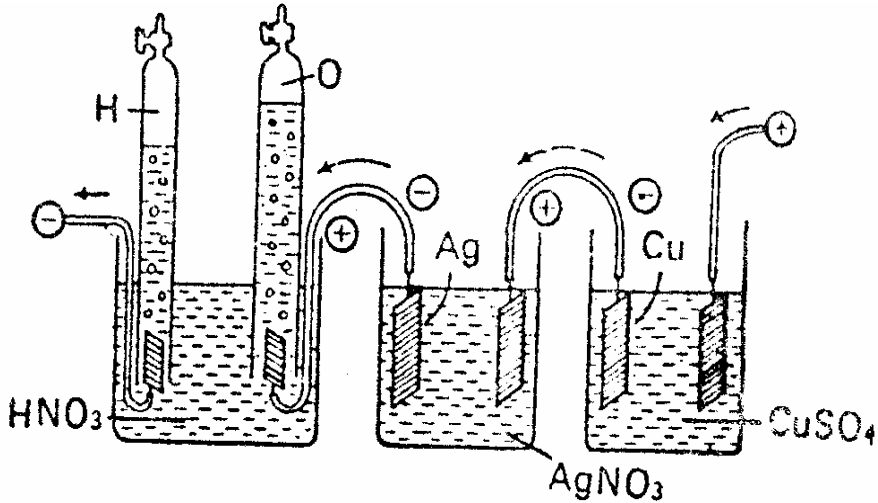
تعتبر الذرة لبنات البناء الذى تتكون منه كل المواد الموجودة فى الطبيعة، ولقد شغل الفلاسفة لسنوات عديدة السؤال القديم: هل المادة كتلة واحدة أم أنها تتكون من أجزاء عديدة ؟ وبالتالي فهى تتكون من دقائق (أجزاء دقيقة). ولقد تصور الفلاسفة الإغريق أن المادة تتكون من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام، ولقد سميت هذه الدقائق المفتتة للمادة باسم الذرات، ومعناها غير القابلة للانقسام، ولقد بقى هذا التصور للذرة وذلك حتى عام (1803)، حيث وضع دالتون - بعد فحص نتائج تجاربه - أول نظرية للذرة. وتتلخص نظرية دالتون للذرة فى النقاط التالية :

- a- تتكون كل المواد من دقائق متناهية فى الصغر تسمى " الذرات " .
- b- تحتوى ذرات العنصر الواحد على نفس الكتلة أو على الأقل متوسط الكتلة المميزة لكل عنصر، بينما تحتوى ذرات العناصر المختلفة على متوسط كتل مختلفة.
- c- فى التفاعلات الكيميائية، تتحد الذرات أو تنفصل أو تتغير أماكنها وذلك بالنسبة للذرة الكاملة وليس لأجزاء منها.
- d- تتحد الذرات مع بعضها البعض فى التفاعلات الكيميائية وذلك بنسب عددية بسيطة. وتتم كل الاختبارات فى النظرية الذرية على المواد وهى فى الصورة الكتلية، ويتطلب الأمر طرق تقنيه على درجة عالية من الدقة، وحتى يمكن تفسير النتائج بطريق صحيحة ومفيدة.

## 1- الطبيعة المركبة للذرة :

بدأ التطور فى النظرية الذرية الحديثة وذلك من خلال ما يعرف بالشحنة الكهربائية والتي درسها فاراداي فى قوانين التحليل الكهربى، ويمكن أن نعطي نبذة مختصرة عن هذه القوانين. " تتناسب كتلة المادة المترسبة أو المتجمعة على الأقطاب تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء المارة فى المحلول الالكتروليتى ". وهذا القانون المعروف بقانون فاراداي الأول يوضح أن جميع المواد الكيميائية تتكون من أيونات وهذه الأيونات تحمل شحنة كهربية .

ويوضح الشكل (1) التحليل الكهربى لمحاليل مائة من حمض النيتريك، نترات الفضة، كبريتات النحاس.

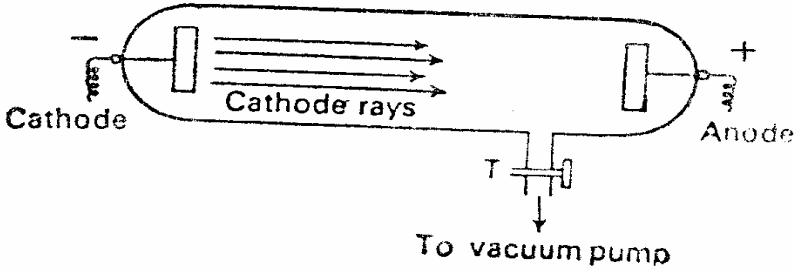


شكل (1): التحليل الكهربى لمحاليل مائة لكل من حمض النيتريك، نترات الفضة، كبريتات النحاس بنفس كمية التيار الكهربى.

ونتيجة التحلل الكهربى لحمض النيتريك، يتصاعد غاز الهيدروجين على الكاثود، بينما تترسب كميات معينة من الفضة والنحاس وذلك فى محاليل نترات الفضة وكبريتات النحاس على التوالي، وبمقارنة كميات الفضة المترسبة بنفس التيار الكهربى وفى فترة زمنية محددة بكميات النحاس المترسبة بنفس قيمة التيار خلال نفس الفترة الزمنية، نجد أن النسبة الوزنية للفضة إلى النحاس هى 3 : 40 بدلاً من 1 : 70، ويتضح من ذلك أن أيونات النحاس تحمل شحنة كهربية ضعف الشحنة الكهربائية التى تحملها أيونات الفضة، أو بمعنى آخر: تفقد الفضة إلكترونات واحدا بينما يفقد النحاس زوج من الإلكترونات. وكمية الكهربائية اللازمة لانفصال مكافئ واحد من المادة هى 96.500 كولوم، وتسمى " الفاراداي ".

وتتضمن الخطوة الثانية دراسة الطبيعة الكهربائية للمواد التى أجراها العالم الروسى الشهير طومسون (1856 - 1940)، وذلك من خلال دراسته لظاهرة التفريغ الكهربى خلال الغازات. والجهاز الموضح فى الشكل (2) هو المستخدم فى هذه التجربة.





شكل (2): استخدام تيار كهربى فى أنبوبة التفريغ.

## 2- استخدام تيار كهربى فى أنبوبة التفريغ :

تتكون أنبوبة التفريغ المستخدمة من أنبوبة من زجاج البيركس طولها حوالى 60 سم، مثبت بها أقطاب من فلز الألومنيوم ويتصل بها أنبوبة جانبية T لتوصيلها إلى أسطوانة التفريغ. لا يحدث أى تفريغ كهربى عند استخدام جهد قدره 10,000 فولت عند الضغط الجوى المعتاد. وإذا تم الإنقاص التدريجى للضغط داخل الأنبوبة وذلك بالاستعانة بأسطوانة التفريغ، يبدأ التفريغ وذلك لظهور الأيونات التى تنتج بالمجال الكهربى. وإذا قل الضغط داخل الأنبوبة إلى حوالى 1 mm Hg تظهر منطقة سوداء قرب الكاثود، وتسمى هذه المنطقة " المنطقة السوداء لفاراداي ".

وإذا نقص الضغط إلى 0.01 mm Hg، ينطلق تياراً من الأشعة من الكاثود وتسمى هذه الأشعة بـ " أشعة الكاثود ".

### خواص أشعة الكاثود:

تتلخص خواص أشعة الكاثود فى النقاط التالية:

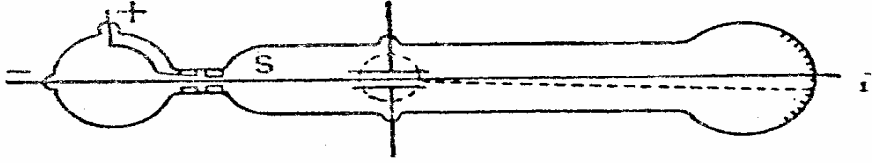
(1) تنطلق أشعة الكاثود فى خطوط مستقيمة، وتلقى ظلالاً على الأغراض التى تعترض طريقها.

(2) لأشعة الكاثود تأثير ميكانيكى؛ وذلك من تسببها فى إدارة عجلة صغيرة عندما تقع فى مسار الأشعة. وهذا يدل على أن أشعة الكاثود تحتوى على دقائق مادية.

(3) تتحرف أشعة الكاثود فى المجالين الكهربى والمغناطيس عن مسارها المستقيم، ويدل انحرافها على أنها تحمل شحنة سالبة. ودراسة الخصائص العامة لأشعة الكاثود، يتضح أنها عبارة عن دقائق تحمل شحنة سالبة تنطلق من ناحية الكاثود بسرعة فائقة وهذه الدقائق سميت بالإلكترونات والشحنة التى تحملها هذه الدقائق هى وحدة الشحنة الكهربية.

### 3- نسبة الشحنة إلى الكتلة للإلكترون:

صمم طومسون تجربة لتعيين نسبة الشحنة إلى الكتلة للإلكترون وتعتمد هذه الطريقة على أن الإلكترونات المتحركة تتميز بخصائص التيار الكهربى، حيث يخضع هذا التيار للقوانين الخاصة بالموصلات التى تحمل تيارا كهربيا فى مجالين كهربى أو مغناطيسى. ويوضح الشكل (3) الجهاز المستخدم فى هذه التجربة.

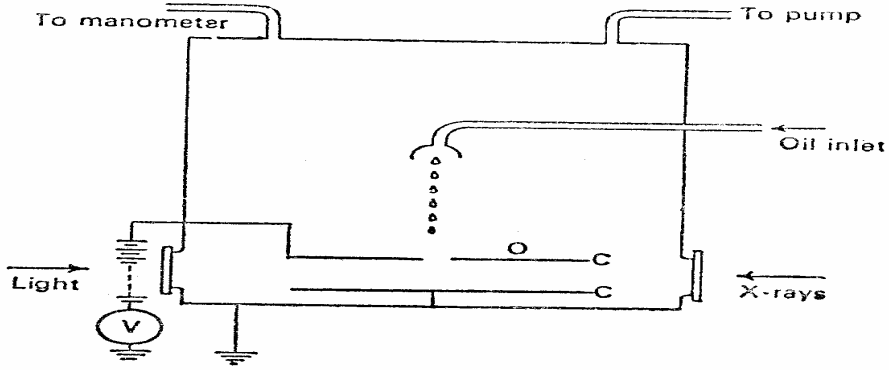


شكل (3): جهاز طومسون لتعيين نسبة  $e/m$  للإلكترون.

ولنأخذ فى الاعتبار شعاعاً من الإلكترونات، كل إلكترون شحنته  $e$  وكتلته  $m$  ويتحرك بسرعة  $V$  وذلك فى خط مستقيم، وباستخدام مجالين كهربى ومغناطيسى فى نفس المسار بحيث يكونان متعامدان على بعضهما البعض. يمر شعاع الإلكترونات الصادر من الكاثود خلال الفتحة (S) ويدخل المجالين الكهربى والمغناطيسى ويعانى انكسارا يتحرك المجالان للحصول على نقطة الصفر؛ بمعنى أن يكون أحد المجالين عكس الآخر (فى وضع متعاكس) يسمح للشعاع بالمرور، فيمر ذلك الشعاع بدون أن يعانى أى انكسار ويتسبب فقط فى ظهور نقطة فلوريسية على سطح الزجاج. وقد اتضح من تجارب طومسون أن قيمة  $(e/m)$  هى  $1.76 \times 10^{+8}$  coulomb/gm

#### 4- الشحنة على الإلكترون ( تقدير قيمة $e$ , $m$ للإلكترون ):

استخدم ميليكان قطرات الزيت الصغيرة فى غرفة السحاب وذلك لحساب القيمة الصحيحة لشحنة الإلكترون  $e$  ويتركب الجهاز المستخدم فى هذه التجربة والموضح فى الرسم للشكل (4).



شكل (4): تجربة قطرة الزيت لميليكان.

سوف تتطلق قطرات زيتية من رشاش يعمل تحت ضغط منخفض تمر بعض هذه القطرات إلى الجزء العلوى من الغرفة، وحيث إن هذه القطرات صغيرة جداً يمكن أن تضاء عن طريق لمبة. وتظهر القطرات على هيئة نقط لامعة عند ملاحظتها باستخدام تليسكوب. ويمكن جعل أحد الصفيحتين  $C$ ،  $C^1$  موجبا بالنسبة للصفيحة الأخرى، وتدرس حركة قطرة الزيت فى هذا المجال بالاستعانة بالتليسكوب. وعندما تمر قطرة الزيت من الفتحة  $O$  وتدخل فى الفراغ بين الصفيحتين تقفل الفتحة وتتحمل القطرة بشحنة نتيجة لوجود أيونات الغاز فى داخل الغرفة. بالتحكم فى المجال الكهربى بين الصفيحتين سواء فى القيمة أو فى الإشارة، يمكن لقطرة الزيت الارتفاع إلى أعلى. وعند تلامس القطرة لعلامة ثانية يتم وقف المجال وتبدأ القطرة فى السقوط لأسفل تحت تأثير مجال الجاذبية.

ويسجل الزمن اللازم لسقوط القطرة الزيتية وتجرى الحسابات كما يلى:  
عندما تسقط قطرة زيت نصف قطرها "  $a$  " تحت تأثير مجال الجاذبية فقط يكون وزنها هو  $(\frac{4}{3} \pi a^3 \rho g)$  حيث  $\rho$  هى كثافة الزيت، و  $g$  هى عجلة الجاذبية الأرضية.

والدفع العلوى نتيجة الهواء المزاح يعطى بالقيمة  $(4/3 \pi a^3 \rho_0 g)$  حيث  $\rho_0$  هى كثافة الهواء. أما القوة المعاكسة لحركة القطرة أثناء تحركها فى الهواء فتعطى بالقيمة  $(6\pi \eta a v_0)$ ، حيث إن  $\eta$  هى لزوجة الهواء،  $v_0$  هى سرعة القطرة. عندما تكون السرعة متجانسة تتساوى القوتان كما يلى:

$$4/3 \pi a^3 (\rho - \rho_0) g = 6 \pi \eta a v_0 \quad (1)$$

تتحرك القطرة إلى أعلى (عند استخدام المجال الكهربى) بسرعة ثابتة قدرها  $v_x$  وتتول القوة للصفر عندما تتجانس السرعة أى أن:

$$4/3 \pi a^3 (\rho - \rho_0) g + 6 \pi \eta a v_x = x q$$

$$\therefore q = \frac{6\pi\eta a}{x} (v_0 + v_x) \quad (2)$$

وقد وجد ميليكان أن القيمة  $q$  لمختلف القطرات عبارة عن تكرار للقيمة العامة  $(e)$ ؛ أى أن:  $q = ne$  حيث إن  $n$  هى عدد صحيح.

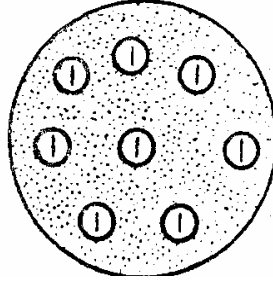
وتعتبر القيمة العامة لعدد كبير من القطرات أنها الشحنة الكهربائية  $e$ . وتقرر هذه التجربة أن الكهربائية يمكن لها أن تدرى والقيمة العددية لوحدة الشحنة  $e$  هى  $1.602 \times 10^{-19}$  كولوم. وفى العلاقة السابقة اتضح أن القيمة  $(e/m)$  هى:  $1.76 \times 10^{11}$  كولوم/كجم ومنها أمكن حساب قيمة الكتلة  $(m)$  وهى  $9.108 \times 10^{-31}$  كجم.

### 5- نموذج طومسون لتركيب الذرة :

أوضح طومسون من تجاربه فى التفريغ خلال الغازات أن الذرات تتركب من دقائق تحمل شحنات موجبة وأخرى سالبة، وحيث إن الذرة متعادلة كهربياً تتساوى الشحنة الموجبة الكلية مع الشحنة السالبة الكلية وطبقاً لنموذج طومسون، تشتمل الذرة على مادة موجبة الشحنة موزعة بالتجانس على الكتلة الكلية للذرة.

الإلكترونات السالبة الشحنة تكون مغمورة فى هذه الشحنة الموجبة. مثل بذور البطيخ المغمورة فى ثمرة البطيخ ويتضح ذلك فى الشكل (5). وقد اقترح طومسون أن الإلكترونات تشغل أماكن محددة فى داخل جسم الذرة.

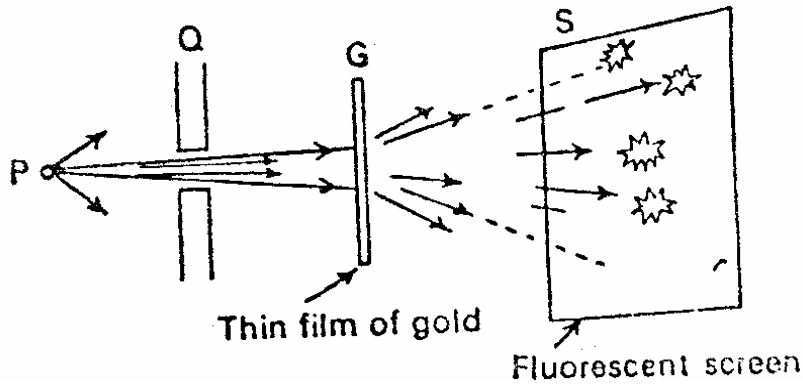
وعلى ضوء ذلك فقد تمكن طومسون من تفسير بعض الظواهر، مثل:  
التأثير الكهروضوئى، والنظرية الحركية للغازات، وانبعثات الموجات  
الكهرومغناطيسية، بينما فشل نموذج طومسون لتركيب الذرة فى تفسير  
انتشار دقائق ألفا وطيف الانبعثات للعناصر المختلفة.



شكل (5): نموذج طومسون للذرة

#### 6- نموذج رذرفورد لنواة الذرة:

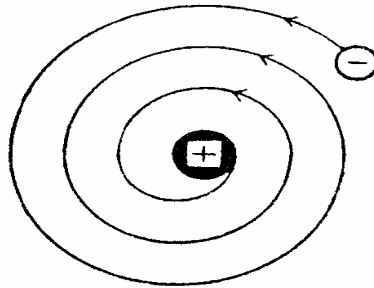
من تجاربه على الضوئية تمكن رذرفورد من تعميم نموذج رذرفورد  
الديناميكي بدلاً من نموذج طومسون لثمرة البطيخ. وشكل (6) يوضح  
تركيب الجهاز المستخدم :



شكل (6): تجربة رذرفورد على دقائق ألفا.

يسمح لشعاع دقيق من دقائق ألفا المنطلقة من المادة المشعة بالمرور خلال  
الحاجز Q وتسقط على صفيحة رقيقة من الذهب يصل سمكها إلى 0.01  
mm، حيث تتسبب دقائق ألفا فى إحداث نقط فلوريسية على الشاشة. ففى

تجربة رذرفورد لاحظ أن معظم دقائق ألفا مرت خلال شريحة الذهب بدون أى انكسار وأن قليل منهم (واحد لكل 10,000) انحرفت بزوايا مختلفة. من هذه الملاحظات أتضح أنه يمكن أن يتم ذلك إذا اصطدمت دقائق ألفا بكتلة كبيرة موجبة الشحنة. وقد طور فكرة الذرة على أن الشحنة الموجبة للذرة تتركز فى منطقة مستديرة يصل قطرها إلى  $10^{-12}$  cm وسميت الكتلة التى تتركز فيها الشحنة الموجبة بالنواة وحيث أن الذرة متعادلة كهربيا فإن هناك عدد مساوى من الشحنات السالبة والمتمثلة فى الإلكترونات تدور حول النواة فى الفراغ. وبذلك يكون نموذج رذرفورد أكثر واقعية عن نموذج طومسون، ولكن هناك عيباً كبيراً يمكن أن نجده فى نموذج رذرفورد وذلك من ناحية أنه بدوران الإلكترون حول النواة الموجبة الشحنة فإنها تتجذب إليها، كما أنها تتبعث منها فى نفس الوقت أشعة كهرومغناطيسية وحيث إن الإلكترون يتجه فى دورانه حول النواة إلى أسفل ناحية النواة كما هو مبين فى الشكل (7) وعلى العكس من ذلك فقد وجد تجريبياً أن الذرات، مثل: ذرة الهيدروجين ينبعث منها خطوط طيفية ذات طول موجى ثابت وهذا أدى إلى أن اقتراح بوهر يعتبر نموذجاً أكثر دقة.



شكل (7): الدوران المغزلى للإلكترون.

## 7- شحنة النواة: The Nuclear Charge

الدقائق الموجودة بالنواة تسمى " النيوكليونات "، وتحتوى النواة على النيوترونات والبروتونات ويمثل شكل النواة قطرة من سائل نصف قطرها

$2 \times 10^{-13}$  A. وقد اقترح " فادين بروك " عام (1913) أن عدد الشحنات على نواة الذرة يساوى العدد الذرى، فإذا كان هناك عنصرا ما ووزنه الذرى هو (A) وعدده الذرى هو Z، فإن نواة هذه الذرة تحتوى على (Z) بروتونات وبالتالي يكون عدد النيوترونات هو (A-Z).

وطبيعة القوى التى تربط النيوكلونات مع بعضها تعتبر أحد أهم المشاكل فى فيزياء النواة، وتبعاً لنظرية يوكاوا عام(1935) توجد دقائق تسمى " الميزونات " كتلتها وسط بين كل من الإلكترونات والبروتونات. وقد اكتشفت الميزونات لأول مرة فى دراسة للأشعة الكونية وتميز الميزونات إلى نوعين يرمز إليهما على التوالى بالرموز  $\mu$ ،  $\pi$ . وكتلة البروتون هى  $1.00758 \text{ a m } \mu$  وحدة كتلة ذرية، وكتلة النيوترون هى  $1.00899 \text{ a m } \mu$  وحدة كتلة ذرية.

## 8- الطيف الذرى : Atomic spectra

عندما يسخن عنصر ما فى اللهب أو عندما يحدث تفريغ كهربى خلال غاز ما، يظهر لون للضوء المميز للعنصر. فعلى سبيل المثال: تعطى أنابيب التفريغ المحتوية على غاز النيون عند ضغط منخفض وهجا بلون أحمر، أما عنصر الصوديوم فيشع ضوءاً أصفر، والزنْبِق وهجا أخضر اللون. وعندما يمرر هذا الضوء خلال جهاز الطيف المسمى " سبكتروسكوب " يعطى طيفاً يسمى " طيف الانبعاث ".

ويشتمل طيف الانبعاث على مجموعة من الخطوط تسمى " خطوط الطيف " ويسمى خط الطيف أيضاً بالطيف الذرى، حيث إنه صادر من ذرة العنصر ويعطى كل عنصر طرازاً مميزاً من خطوط الطيف ولكل خط طول موجى معين. ويعطى الهيدروجين طيفاً حيث إنه أبسط العناصر فى الجدول الدورى. الجزء من طيف ذرة الهيدروجين الذى يظهر فى منطقة الضوء المرئى ويحتوى على خطوط وتقترب الأطوال الموجية لهذه الخطوط من بعضها البعض إلى أن تصل إلى ما يسمى بالضوء الخافت المستمر.

على سبيل المثال: عندما تسخن ذرة الصوديوم فى اللهب، فإنها تمتص قدراً من الطاقة المطلوبة لرفع طاقة الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى، وعليه تتحول الطاقة الحرارية إلى طاقة إلكترونية. ولا يبقى الإلكترون فى مستوى الطاقة الجديد (العالي) كثيراً ولكنه يعود مرة ثانية إلى مستوى طاقته قبل عملية الإثارة أو إلى مستوى طاقة يكون متوسط المستوى. وفى هذه العملية يفقد الإلكترون طاقة مساوية للفرق بين مستويي الطاقة.

ويتميز خط الطيف لذرة الهيدروجين بتردده ( $\nu$ ) وطوله الموجى ( $\lambda$ ) أى أن :

$$\nu = \frac{C}{\lambda} \text{ sec}^{-1}$$

حيث إن  $C$  هى سرعة الضوء ويكون عدد الموجة  $\bar{\nu}$  هو :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} \text{ cm}^{-1}$$

وقد اقترح العالم Ritz (1908) أنه يمكن التعبير عن تردد أى خط من خطوط الطيف فى مجموعة الطيف لأى ذرة بالفرق بين كميتين إحداها يكون ثابتاً والأخرى متغيرة خلال المجموعة، وسميت قاعدة "ريتز التجمعية"، ويعبر رياضياً عن هذه القاعدة كالتالى :

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (3)$$

حيث إن  $n_1$ ،  $n_2$  هى أعداداً صحيحة ( $n_1 > n_2$ ) ويرمز الثابت  $R$  إلى ثابت ريديرج للهيدروجين.

وللمجموعة الواحدة فإن العدد  $n_2$  يبقى ثابتاً أما  $n_1$  فيتغير من خط إلى آخر ومن التجربة اتضح وجود خمس مجموعات من الخطوط وهى كالتالى :

#### (a) مجموعة ليمان :

عندما يقفز الإلكترون من المدار الخارجى إلى المدار الأول تنتج هذه المجموعة من الخطوط، وتقع فى منطقة الأشعة فوق البنفسجية للطيف وهنا  $n_2 = 1$ ،  $n_1 = 2, 3, 4, 5$  ويمكن كتابة العلاقة (3) فى الصورة التالية :



$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (4)$$

وقد اكتشف هذه المجموعة العالم بوهر أما العالم ليمان فقد قام بتصوير تلك المجموعة.

(b) مجموعة بالمر :

هذه المجموعة تقع فى منطقة الضوء المنظور، وتتكون عندما يقفز الإلكترون من المدار الخارجى إلى المدار الثانى حيث  $n_2 = 2$ ،  $n_1 = 3, 4, 5$ ، ... وتأخذ المعادلة (3) الصورة التالية :

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (5)$$

(c) مجموعة باشن :

تقع هذه المجموعة فى المنطقة تحت الحمراء وتأتى نتيجة لانتقال الإلكترون من المدار الخارجى إلى المدار الثالث أى أن:  $n_2 = 3$ ،  $n_1 = 4, 5, 6, \dots$  وتكتب العلاقة (3) فى الشكل التالى :

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (6)$$

(d) مجموعة براكنت :

وهذه أيضاً تقع فى المنطقة تحت الحمراء، وتتكون نتيجة لقفز الإلكترون من المدار الخارجى إلى المدار الرابع أى أن:  $n_2 = 4$ ،  $n_1 = 5, 6, 7, \dots$  ويعبر عن المعادلة (3) بالصورة التالية :

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (7)$$

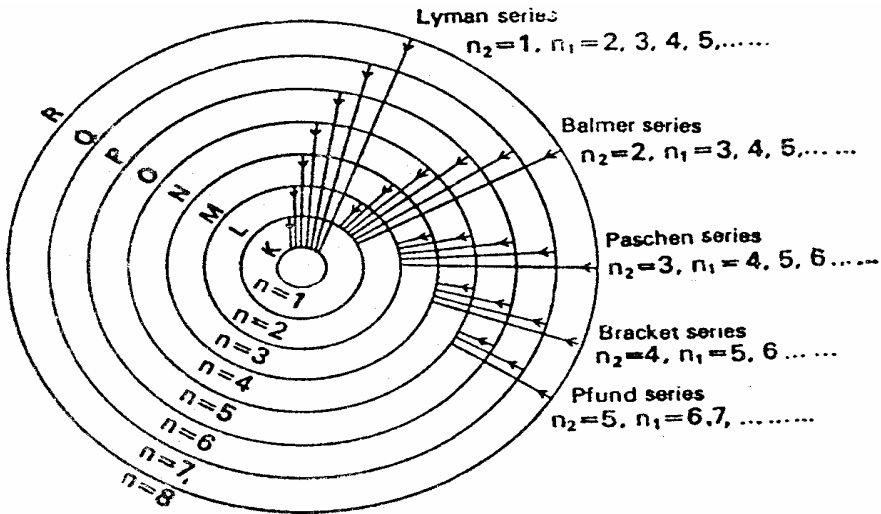
(e) مجموعة فوند :

وهذه أيضاً تقع فى المنطقة تحت الحمراء وتأتى نتيجة لقفز الإلكترون من أحد المدارات الخارجية إلى المدار الخامس أى أن  $n_2 = 5$ ،  $n_1 = 6, 7, \dots$  ويمكن أن تأخذ المعادلة (3) الشكل التالى :

$$\bar{v} = \frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \quad (8)$$

وفى بداية مناقشة نظرية بوهر كانت مجموعتا " بالمر " و " باشن " فقط هما المعروفتان، أما باقى المجموعات فأمكن التعرف عليها من خلال العالم بوهر وآخرين.

فعندما يقفز الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى أو أقل، فإنه تبعث منه إشعاعات معطيا ما يسمى " طيف الانبعاث ". ومن ناحية أخرى، عندما يقفز الإلكترون من مدار طاقته أقل إلى مدار طاقته عالية فإنه يعطى طيفاً يسمى " طيف الامتصاص " ومجموعات خطوط الطيف لذرة الهيدروجين موضحة فى شكل (8).



شكل (8) رسم توضيحي لطيف ذرة الهيدروجين

## 9- نموذج بوهر لتركيب الذرة :

عمل نيلز بوهر الفيزيائى الشاب الدنمركى مع أرنست رذرفورد فى الدراسات النظرية لتركيب الذرة، وكان منتفعاً بنموذج رذرفورد للتركيب الذرى حيث تدور الإلكترونات حول نواة الذرة المركزة فى وسطها، وقد

استطاع فهم التشابه بين نموذج رذرفورد وحركة الكواكب حول الشمس، وذلك أن الكواكب تكون متعادلة كهربياً بينما الإلكترونات تحمل شحنات سالبة.

ومن النظرية الكهربائية، نعرف أن الشحنة الكهربائية عندما تدور تبعث دائماً بموجات كهرومغناطيسية، ويؤدى انطلاق هذه الموجات الكهرومغناطيسية إلى فقدان فى الطاقة للدقيقة المتحركة، وبهذا، تتجه الإلكترونات فى نموذج رذرفورد نتيجة دورانها فى اتجاه النواة المركزية. وقد اقترح بوهر نموذج لذرة الهيدروجين مع الاحتفاظ بنموذج رذرفورد للنواة، وقد وضع بوهر الفروض التالية لشرح سلوكيات الإلكترونات :

(i) يدور الإلكترون حول النواة فى مدار دائرى، وحيث إن الشحنة على النواة موجبة  $+ve$  ، وتعطى قوة الطرد المركزى اللازمة لحفظ الإلكترون فى حركته وذلك بالتوازن مع قوة التجاذب الإلكتروستاتيكية بين النواة والإلكترون أى أن :

$$\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad (9)$$

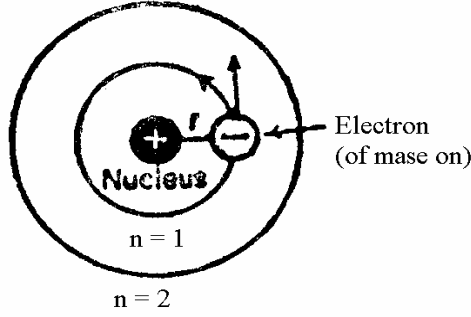
حيث (m) هى كتلة الإلكترون المتحرك بسرعة قدرها (v) فى دائرة نصف قطرها (r) والعزم الزاوى للإلكترون هو مضاعفة للقيمة  $(h/2\pi)$  أى أن:

$$mvr = \frac{nh}{2\pi} \quad (10)$$

حيث إن h ثابت بلانك، و n عدد صحيح يدل على رقم الغلاف الرئيسى بنواة الذرة.

(ii) تحتوى الذرة على عدد من المدارات المستقرة أو الثابتة التى يتحرك فيها الإلكترونات بدون أن تبعث منها طاقة إشعاعية.

(iii) يمكن للإلكترون أن يقفز من أحد المدارات إلى آخر لذرة الهيدروجين.



شكل (9) نموذج بوهر.

حيث إن الفرق فى الطاقة بين الحالتين ينبعث على هيئة كوانتم طيف ضوئى منفرد، يطلق عليها بلانك أينشتين.

$$h\nu = E_2 - E_1 \quad (11)$$

حيث (h) هى ثابت بلانك، و  $E_1$ ،  $E_2$  هما: الطاقة الابتدائية والنهائية. وذلك فى حالة ذرة الهيدروجين التى تحتوى على إلكترون واحد يدور حول النواة كما هو مبين فى الشكل (9).

## 10- حساب نصف القطر :

من الإلكترون المتواجد فى ذرة الهيدروجين، يتضح أن قوة الجذب المركزى هى قوة التجاذب الإلكتروستاتيكي بين الإلكترون والبروتون الموجب الشحنة المكون للنواة. وحيث إن كلا من الإلكترون والبروتون يحمل شحنة e وعلى مسافة r cm. وعند حالة التوازن تتساوى قوتا الجذب المركزى والطردى المركزى، بمعنى أن :

$$\frac{e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

أو :

$$e^2 = \frac{mv^2 r^2}{r} = mvr (v) \quad (12)$$

وبالتعويض عن القيمة mvr من علاقة بوهر الكوانتية للعزم الزاوى من العلاقة (10) نحصل على :

$$e^2 = \frac{nhv}{2\pi}$$

أو :

$$v = \frac{2\pi e^2}{nh} \quad (13)$$

وبالتعويض عن قيمة  $v$  من المعادلة (13) فى المعادلة (10) نحصل على :

$$\frac{m \times 2\pi e^2 \times r}{nh} = \frac{nh}{2\pi}$$

أو :

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m e^2} \quad (14)$$

**مثال :**

احسب نصف قطر ذرة الهيدروجين حيث  $h = 6.62 \times 10^{-27}$  erg  
sec. ، كتلة الإلكترون  $m = 9.11 \times 10^{-28}$  gm ،  $e = 4.80 \times 10^{-10}$  وحدة كتلة ذرية.

**الحل :**

حيث إن نصف القطر  $r$  يعطى بالقيمة :

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

ولأصغر نصف قطر فإن  $n = 1$ .

$$\begin{aligned} \therefore r &= \frac{(6.62 \times 10^{-27})^2}{4\pi^2 \times 9.11 \times 10^{-28} \times (4.80 \times 10^{-10})^2} \\ &= 5.3 \times 10^{-9} \text{ cm} \\ r &= 0.53 \text{ \AA} \end{aligned}$$

والقيمة الصغرى لنصف قطر ذرة الهيدروجين تسمى "نصف قطر بوهر".

## 11- حساب الطاقة :

الطاقة الكلية للإلكترون هي مجموع طاقة الحركة وطاقة الوضع له :

$$E_T = K. E. + P.E.$$

ومن العلاقة رقم (11) :

$$mv^2 = \frac{e^2}{r} \quad (15)$$

$$\therefore \text{K.E.} = \frac{e^2}{2r} \quad (16)$$

ويمكن حساب طاقة وضع الإلكترون كما يلي :

$$\begin{aligned} \text{P.E.} &= \int \left( \frac{e^2}{r^2} \right) dr \\ &= \text{constant} - \left( \frac{e^2}{2r} \right) \end{aligned} \quad (17)$$

ثابت التكامل هو مقدار اعتبارى ويمكن اختياره بفرض طاقة الوضع = الصفر، وذلك عندما تأخذ  $r$  قيمة لا نهائية، وعلى هذا الأساس نحصل على طاقة الوضع.

$$\text{P.E.} = - \frac{e^2}{r} \quad (18)$$

الطاقة الكلية =  $E_T$

$$E_T = \frac{e^2}{2r} - \frac{e^2}{r} = - \frac{e^2}{2r} \quad (19)$$

وإذا كانت  $m = 1$  فإن طاقة الإلكترون فى المدار الأول  $E_1$  يمكن أن تأخذ القيمة التالية :

$$\begin{aligned} E &= \frac{-2\pi^2 m e^4}{h^2} \\ E_1 &= \frac{-2\pi^2 \times 9.11 \times 10^{-28} \times (4.80 \times 10^{-10})^4}{(6.62 \times 10^{-27})^2} \\ &= -2.18 \times 10^{-11} \text{ erg.} \end{aligned}$$

وعندما ينتقل الإلكترون من مستوى أعلى إلى مستوى أقل، فإن فرق الطاقة ينبعث على هيئة كم ضوئى :

$$E_2 - E_1 = hv$$

أو :

$$hv = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2} \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$
$$hv = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (20)$$

أو :

$$v = \frac{2\pi^2 me^4}{h^3} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (21)$$

حيث :

$$v = \frac{C}{\lambda}$$

حيث C هي سرعة الضوء والعلاقة (16) يمكن كتابتها في الصورة التالية:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 me^4}{Ch^3} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (22)$$

كل القيم في الكسر  $\frac{2\pi^2 me^4}{Ch^3}$  ثوابت ويمكن أن تقيم من قيم الثابت

أى :

$$\frac{2\pi^2 me^4}{Ch^3} = 109,700 \text{ cm}^{-1} = R \quad (23)$$

العلاقة (23) تشبه المعادلة العامة للطول الموجي لأي خط طيف في خطوط الطيف لذرة الهيدروجين، وتقييم ثابت ريدبرج يعطى للمرة الأولى علاقة بين الثوابت الفيزيائية الأساسية الأربعة وهي شحنة الإلكترون e، كتلة الإلكترون m، ثابت بلانك h وسرعة الضوء C.

## 12- نظرية سمرفيلد - ويلسون :

تقدم بوهر بثلاثة فروض تختص بحركة الإلكترون في الذرة وانبعاث الضوء بطريقة القفز، وذلك لتفسير القانون المشاهد لخط الطيف الذري؛

بمعنى تفسير لنموذج بوهر. ويمكن تفسير كثير من الحقائق، ولكن هناك بعض العيوب كما يلي :

(a) نظرية بوهر أوضحت أن الطيف هو خط طيفى ولكن التجربة أثبتت أن خطوطها بالمر لها تركيب معقد.

(b) اعتبر بوهر أن النواة ساكنة وتدور الإلكترونات فى مسار دائرى، ولكن فى الحقيقة وجد أن كلا من النواة والإلكترون تتحركان فى مدارات مغلقة حول مركز كتلتها.

(c) لم تعط النظرية إلى أى حالة ينتقل الإلكترون المثار إلى أسفل عندما يرسل الطاقة التى أمتصها. فالخطوط فى مجموعة بالمر على سبيل المثال ليست خطأ منفرداً ولكن مجموعة خطوط يصل عددها إلى ستة خطوط مفصولين عن بعضهم ومحددين، ولكنها جميعاً تقريباً فى تردد بوهر.

وللتغلب على هذه الاعتراضات لنظرية بوهر - سمر فيلد وويلسون تقدمت فكرة المدارات الاهليجية، والغرض من ذلك التطوير هو أن يعطى حرية أكثر فى اختيار المدارات المسموح بها. وذلك فى الذرات المتعدد التركيب وطيف الانبعاث لعنصرى الصوديوم والبوتاسيوم أعطت خطوطاً وكل خط يشتمل على مكونات عديدة متلاصقة سميت التراكيب المعقدة. والتركيب المتعدد لخطوط الطيف مرجعه إلى الحقيقة أنه فى وجود إلكترونات أخرى فإن الطاقة فى المدارات الاهليجية تكون مختلفة عنها فى المدارات الدائرية، وهذا يؤدى إلى التغير فى الترددات الدائرية وبالتالي إلى التغير فى الترددات للطيف المنبعث أثناء انتقال الإلكترون من أحد هذه المدارات إلى المدار الآخر.

### 13- جهد التآين :

طاقة الذرة فى الوضع العادى لها يعطى بالقيمة :

$$E_1 = - \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2} \quad (24)$$

وعندما  $n = 1$



$$\therefore E_1 = \frac{2\pi^2 me^4}{h^2} \quad (25)$$

وظروف (الصفر) الطاقى هى الظروف التى يتواجد فيها الإلكترون فى الذرة ويتحرك إلى مسافة بعيدة، أو بمعنى آخر عندما تتأين الذرة ويحتاج الإلكترون إلى قدر من الطاقة يساوى  $\frac{2\pi^2 me^4}{h^2}$  وذلك لينتقل إلى مسافة لا نهائية وبالتالي تكون هى طاقة التأين.



## أسئلة على الفصل الأول

- 1- أذكر ما تعرفه عن أشعة الكاثود. ماهى خواص هذه الأشعة ؟
- 2- ما المقصود بالنموذج ؟ اشرح نموذج رذورفورد للذرة ؟ ما عيوب هذا النموذج ؟
- 3- اشرح معنى الحالة الثابتة ؟ فسر نموذج بوهر لتركيب الذرة ؟
- 4- احسب طاقة ذرة الهيدروجين مستخدماً نظرية بوهر فى طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين سميت السلسلة التى فيها ( $n = 3$ ) باسم سلسلة باشن وظهرت فى منطقة الأشعة تحت الحمراء. احسب عدد الموجة لهذه السلسلة من الخطوط ؟
- 5- على اعتبار أن ذرة الهيدروجين مثارة، حيث يوجد الالكتران فى مستوى الطاقة ( $n = 4$ ). ماهى الانتقالات المحتملة فى هذه الذرة للوصول إلى الحالة المستقرة حيث ( $n = 1$ ). ارسم الشكل لتوضيح ذلك ؟
- 6- (a) احسب قيمة ثابت ريدييرج R وقارنه بالقيمة المقدرة عملياً ؟  
(b) احسب نصف قطر مدار بوهر حيث ( $n = 1$ )، ( $n = 2$ ) ؟
- 7- ما المقصود بالعدد الذرى للعنصر؟ كيف يمكن تقديره اشرح للعبارة القائلة بأن " العدد الذرى للعنصر ذات أهمية أكثر من الوزن الذرى للعنصر ". ماهى أهمية هذه العبارة ؟
- 8- اشتق تعبيراً لمستويات الطاقة للأرض حول الشمس مستخدماً نظرية بوهر؟ ما رقم الكم التقريبى المقابل لحركة الأرض حول الشمس ؟  
حيث إن ثابت الجاذبية الشاذ قدره  $6.670 \times 10^{-8} \text{ cm}^{-3} \text{ g}^{-1} \text{ sec}^{2+}$   
وكتلة الأرض قدرها  $5.983 \times 10^{24} \text{ kg}$  وكتلة الشمس هى  $3.2939 \times 10^5$  مرة قدر كتلة الأرض ؟
- 9- (a) اشرح طريقة ميليكان لتقدير شحنة الالكتران ؟  
(b) فى تجربة قطرة الزيت لميليكان حصلنا على القيم التالية :  
المسافة بين الصفيحتين هى  $1.60 \text{ cm}$ ، الجهد =  $4550/300$   
كثافة الهواء  $1.2 \times 10^{-3} \text{ gm/cm}^3$  . مسافة الهبوط =  $0.60 \text{ cm}$   
لزوجة الهواء =  $1.824 \times 10^{-4} \text{ gm cm}^{-1} \text{ sec}^{-1}$  . كثافة الزيت

هي  $0.90 \text{ gm/cm}^3$ . متوسط زمن الهبوط = 21.2 sec. الأزمنة

المتتالية للارتفاع هي على التوالي :

46.2, 27.8, 15.7, 13.0, 45.0, 21.7 sec ?

10- احسب نصف قطر قطرة الزيت ؟

11- احسب متوسط الشحنة على الالكترن وقارنها بالقيمة المقبولة لهذه الشحنة ؟

12- وجد أن الطول الموجي لأشعة أكس المميزة  $k_\alpha$  لكل من الحديد واليوتاسيوم هي على التوالي  $1.931 \times 10^{-8} \text{ cm}$  ،  $3.737 \times 10^{-8} \text{ cm}$  ،

احسب العدد الذري ومسمى العنصر لأشعة أكس المميزة  $K\alpha$

ذات الطول الموجي  $2.289 \times 10^{-8} \text{ cm}$  حيث إن سرعة الضوء هي  $3 \times 10^{10} \text{ cm/sec}$

؟  $10^{10} \text{ cm/sec}$

13- اشرح ما يلي :

(a) لاتوجد شحنة على ذرة العنصر !!

(b) إشارة شحنة الالكترن !!

(c) الفرق بين الطيف المتصل والطيف الخطي !!

(d) العدد الذري للعنصر !!

14- اكتب مذكرات مختصرة عن كل مما يأتي :

(a) تركيب النواة !!

(b) تقدير نسبة الشحنة : الكتلة  $e/m$  للعنصر !!

(c) اكتشاف الالكترونات !!

(d) نموذج سمر فيلد للذرة !!

15- اشرح ما يلي على ضوء تركيب الدقائق المقصودة :

(a) شعاع من أشعة الكاثود يعاني انحرافات في الاتجاه المضاد لشعاع من

الأشعة الموجبة عندما يمر الأثنان في مجال مغناطيسي !!

(b) كل الدقائق في أشعة الكاثود لها نفس الكتلة !!

(c) الدقائق في حزم مختلفة من الأشعة الموجبة لها كتل مختلفة !!



## الفصل الثاني

### نموذج ميكانيكا الموجة للذرة

### Wave Mechanical Model of the Atom



## مقدمة الفصل :

درس نيوتن فكرة الميكانيكا الكلاسيكية والتي تعتمد على الاستمرار، ولكن تم استبعاد هذه الفكرة وذلك لوجود بعض العيوب التي ظهرت فيها، والتي أمكن تفسيرها فيما بعد بفكرة الاستمرار التي عرضها نيوتن وهذه هي :

### ( a ) الأشعة تحت الحمراء (إشعاع الجسم الأسود) :

كمية الطاقة التي يمتصها الجسم تام السواد عند مختلف الأطوال الموجية لا يمكن تفسيرها على ضوء الميكانيكا الكلاسيكية، اقترح بلانك (1900) أن هذه الطاقة يمكن أن تتواجد على شكل مضاعفات لكم ثابت، أي أنها ذرية في طبيعتها والطاقة المصاحبة لإشعاع تردده  $\nu$  تعطى بالقيمة التالية :

$$E = h\nu \quad (26)$$

حيث  $h$  هو ثابت بلانك، ويأخذ وحدات (الطاقة  $\times$  الزمن)، وتسمى هذه القيمة أحياناً بـ "العمل"، ويطلق عليها : ثابت الفعل.  
( $h = 6.6252 \times 10^{-27}$  erg.sec.)

### ( b ) الأشعة فوق البنفسجية (التأثير الكهروضوئي) :

عندما يسقط شعاع ضوئي على سطح معدن منظف حديثاً، مثل: الخارصين، السيزيوم، تتطلق إلكترونات من سطح المعدن. ويميز الضوء خاصتان هما: (i) التردد (ii) الطاقة.

وتعتمد الإلكترونات المنطلقة على طبيعة المعدن (الفلز) المستخدم، وعلى تردد الشعاع الساقط. ويعرف تردد الشعاع الضوئي الذي يكفى لانبعاث الإلكترونات من على سطح الفلز بالتردد المشرفي ( $\nu_0$ )، وإذا استخدم شعاع ضوئي يكون تردده أعلى من التردد المشرفي ( $\nu_0$ )، فإن الطاقة الزائدة تعطى كطاقة حركة للإلكترونات المنبعثة، ويمكن التعبير عن العلاقة بالمعادلة التالية :

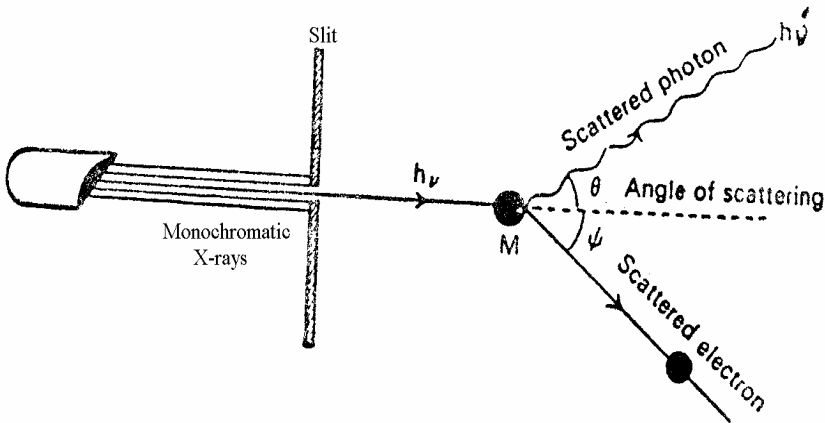
$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2}mv^2 \quad (27)$$

والقيمة  $(1/2mv^2)$  هي طاقة الحركة المعطاة للإلكترونات، وهي المسئلة على انسياب الإلكترونات. ومن المعادلة (2) فإنه عندما تتساوى  $\nu = \nu_0$ ، فإن الإلكترونات تتبع فقط من على سطح الفلز. ويبدو القصور في العملية لأن الانبعاث الكهروضوئي لا يتم إلا إذا زادت قيمة تردد الضوء الساقط  $\nu$  على الفلز عن التردد المشرفى  $\nu_0$ .

(C) نظرية بوهر لطيف ذرة الهيدروجين :

### تأثير كومبتون Compton effect

لاحظ كومبتون عام (1922) أنه إذا اعترض الكربون أو أى عنصر خفيف آخر مسار أشعة أكس (الموحدة الموجة)، فإن أشعة إكس المشتتة الناتجة تختلف في طولها الموجى عن الطول الموجى للأشعة الساقطة وهذه الأشعة الناتجة والمحورة تكون ترددها منخفض  $\nu$  وذات طول موجى عالى  $\lambda$  أكبر عن الطول الموجى لأشعة X الساقطة ويعرف باسم أثر كومبتون. وهذه الزيادة الناتجة في الطول الموجى للشعاع المشتت من سطح الفلز مرجعه إلى الانخفاض في الطاقة، وذلك نتيجة للتداخل الذى حدث بين أشعة X والإلكترونات.



شكل (10): تشتت أشعة أكس

وفى الشكل السابق شكل (10) فإن  $h\nu$  هى طاقة الفوتون الذى يصطدم مع السطح (M)،  $(h\bar{\nu})$  هى طاقة الفوتون المشتت  $\lambda$  ,  $\lambda'$  هى الأطوال الموجبة للترددات  $\nu$  ,  $\bar{\nu}$ . وقد وجد العالم كومبتون أن  $(d\lambda)$  أى الفرق فى الأطوال الموجية  $(\lambda' - \lambda)$ ، يعبر عنه بالعلاقة التالية :

$$d\lambda = \frac{2h}{mc} \sin^2 \theta/2 \quad (28)$$

حيث  $m$  هى كتلة الإلكترون، و  $C$  سرعة الضوء، و  $\theta$  هى زاوية التشتت. وتوضح العلاقة (3) أن الفرق فى الطول الموجى  $d\lambda$  لايعتمد على الطول الموجى للضوء الساقط  $\lambda$  كما أنه لايعتمد على طبيعة المادة المشتتة.

### ظاهرة دى بروجلى لموجات المادة :

تبعاً لى بروجلى تعتبر المادة والطاقة من الصور المهمة والتي تظهر فيها طبيعة المادة. وحيث إن الطاقة الإشعاعية لها طبيعة مزدوجة وهى المادة (الدقائق الصغيرة) والموجة. فلا بد أن تظهر المادة هذه الطبيعة المزدوجة، وقد كوفئ " دى بروجلى " على ذلك بحصوله على جائزة نوبل عام (1929)، وقد نص على أن هناك علاقة حميمة بين الموجات والجسيمات ليس فقط فى حالة الإشعاع ولكن أيضاً فى المادة. وقد اقترح هذه العلاقة لتوضيح مدى الترابط بين الموجة وطبيعة الإلكترون.

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad (29)$$

حيث  $(m)$  هى كتلة الإلكترون الذى يتحرك بسرعة  $v$  والطول الموجى  $\lambda$  هو طول الضوء المنبعث وعليه فإنه فى نموذج دى بروجلى للتركيب الذرى نجد أن الإلكترون يتواجد كأنه موجة ثقف فى كل مدار. وقد لوحظ أن المدار يمكنه أن يحتوى على موجه كاملة، وعليه يكون تبعاً لفرضية بوهر ومن وجهة النظر الرياضية فإن محيط المدار والذى نصف قطره  $(r)$  تكون قيمته هى  $2\pi r = n\lambda$ ، حيث أن  $n$  هو رقم صحيح .

وحيث إن :



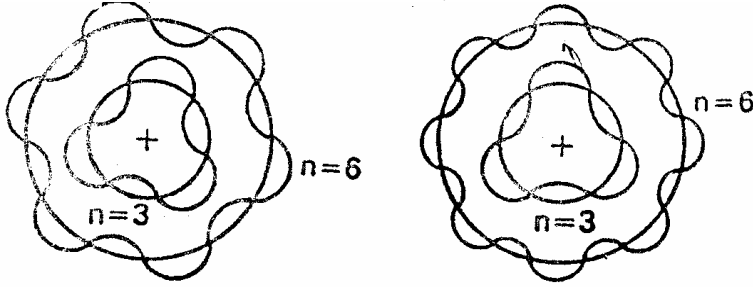
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

$$\therefore 2\pi r = \frac{nh}{mv} \quad (30)$$

أو :

$$mvr = n.h/2\pi \quad (31)$$

وهذه هى فرضية بوهر للمضاعفات.  
وتعتبر فرضية بوهر للمضاعفات أحد النجاحات لهذا النموذج، وقد أدى ذلك إلى تطوير الميكروسكوب الإلكتروني.



شكل (11): موجات دي بروجلى

ولقد برهن كل من " دافيسون " و " جيرمر " على صحة معادلة دي بروجلى عمليا وذلك بتجربة الحيود الإلكتروني.

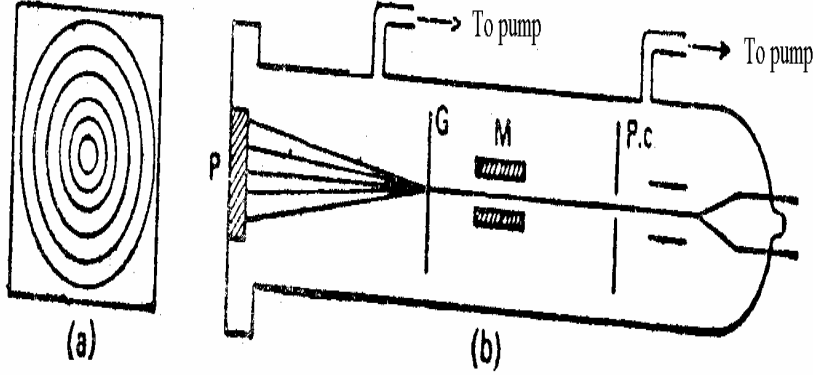
وقد وجد أنه من الممكن تسريع أو تبطئ حركة الإلكترونات؛ أى من الممكن تغيير عزم الإلكترونات وذلك بإمرارها عبر مجال كهربي. فإذا زاد العزم إلى الضعف ينقص الطول الموجى إلى النصف، فى حين أن الحلقات المتداخلة تصغر إلى نصف حجمها. ومن حجم الحلقات يمكن القول بأن الطول الموجى للإلكترونات يكون مساويا فى القيمة للطول الموجى لأشعة إكس. ويتضح ذلك فى الشكل (11).

### تجربة طومسون :

عندما يسمح لشعاع من الإلكترونات (المسرعة) للمرور خلال فتحة ضيقة تظهر حلقات متتابعة على الفيلم الفوتوغرافى (فيلم التصوير الفوتوغرافى)

ويظهر نموذج للصورة. فى الشكل (12a) الجهاز المستخدم موضح فى الشكل (12b).

وقد وجد أن أنصاف أقطار الحلقات تقل بزيادة سرعة الإلكترونات كما هو متوقع من علاقة دى بروجلى.



شكل (12): جهاز طومسون

P = الفيلم الفوتوغرافى

G = ( $10^{-6}$  cm) شريحة ذهب رقيقة

M = سد معدنى لعمل حزمة

P.C. كاثود مثقب لتسريع الحزمة

### مبدأ هايزنبرج لعدم التأكد :

أوضحت ميكانيكا الكم أنه يمكن التعرف على موضع الدقيقة (الالكترون) وعزمها فى حدود ضيقة. وهو ما يبدو ذات أهمية قصوى فى العالم التحت ميكروسكوبى للذرات والدقائق الذرية.

ونصت قاعدة عدم التأكد على أنه: " فى القياسات الخاصة بموضع وعزم الجسم أى أن حاصل ضرب عدم التأكد  $\Delta p \cdot \Delta q$  يساوى أو أكبر من ثابت بلانك h ".

$$\Delta p \cdot \Delta q \geq h \quad (32)$$

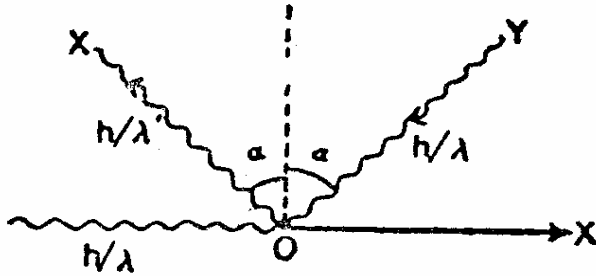
حيث  $\Delta p$  هو عدم التأكد من تقدير عزم الجسيم، أما  $\Delta q$  فهي عدم التأكد من تقدير موضع الجسيم.  
ويمكن تطبيق هذا المبدأ لأى كميتين متلازمتين أى الطاقة والزمن وفى الوقت الحاضر يعتبر هذا المبدأ من المبادئ الأساسية فى الطبيعة.

ولشرح هذا المبدأ رياضياً نجرى ما يلى :

(a) نفرض أن إلكترونات فى موضع ما عند (O)، يمكن متابعة هذا الإلكترون بمساعدة ميكروسكوب الأشعة السينية والذى يعطى قوة تكبيره بالعلاقة التالية :

$$\Delta q = \frac{\lambda'}{2 \sin \alpha} \quad (33)$$

حيث  $\Delta q$  هى عدم التأكد من تقدير موضع الإلكترون،  $\lambda'$  هى الطول الموجى للفوتون الداخلى إلى الميكروسكوب بزاوية قدرها  $\alpha$ ، والآن يسمح لفوتون طوله الموجى  $\lambda$  (أى أن عزمه  $h/\lambda$ ) بأن يصطدم بالإلكترون. سوف يتشتت الفوتون نتيجة اصطدامه بالإلكترون.



شكل (13): تشتت الضوء بالإلكترون

ویدخل الميكروسكوب إما على طول الخط  $OY$  أو  $OX$  (شكل 13) فإذا كان طول موجة الفوتون المشتت هو  $\lambda'$  (أى أن العزم يساوى  $h/\lambda'$ ) نحصل على المعادلات التالية :

عزم الإلكترون عندما يتشتت الفوتون على طول الخط OX أى أن :

$$\frac{h}{\lambda} + \frac{h}{\lambda'} \sin \alpha \quad (34)$$

أما عزم الإلكترون عندما يتشتت الفوتون على طول الخط OY، فيعطى بالعلاقة :

$$\frac{h}{\lambda} - \frac{h}{\lambda'} \sin \alpha \quad (35)$$

من المعادلتين (32) ، (33)، يتضح أن الإلكترون يمكن أن يأخذ أى قيمة بين القيمتين المعطيتان فى المعادلتين (34) ، (35). وعليه فإن عدم التأكد فى العزم يعبر عنه بالمعادلة التالية :

$$\Delta P = \left( \frac{h}{\lambda} + \frac{h}{\lambda'} \sin \alpha \right) - \left( \frac{h}{\lambda} - \frac{h}{\lambda'} \sin \alpha \right) = \frac{2h}{\lambda'} \sin \alpha \quad (36)$$

ومن المعادلتين (33) ، (36) نحصل على العلاقة التالية :

$$\Delta p \cdot \Delta q = \frac{2h}{\lambda'} \sin \alpha \cdot \frac{\lambda'}{2 \sin \alpha} = h$$

وفى التقدير الحقيقى يكون الخطأ دائماً أكثر من أقل قيمة ممكنة للمعامل (h) وعليه فإن :

$$\Delta p \cdot \Delta q \geq h \quad (37)$$

### معادلة شرودنجر للموجة :

استخدم شرودنجر فكرة دى بروجلي عن موجات المادة، وحاول وضعها فى صورة نظرية رياضية. وعليه أمكن دمج علاقة دى بروجلي فى معادلة الموجه الكلاسيكية. ويوضح الشكل العام لنظرية الكم أنه يمكن معاملة المادة كأنها موجه، وأنه أمكن وصف هذه الموجات بالمعادلة الخاصة (بالخيط المهتز) أى أن :

$$\psi = A \sin \frac{2\pi x}{\lambda} \quad (38)$$

حيث  $\psi$  تسمى دالة الموجة ويمكن التعبير عنها رياضياً فى صورة دالة مثلثية جيبيية للإزاحة  $X$  والطول الموجى  $\lambda$ . وأشار شرودنجر لمعادلة الجيب الموجية إلى الالكترتون على أنه الشئ الذى يصف سلوك الالكترتون فى صورة طاقة حركته وطاقة وضعه. وبمفاضلة المعادلة (38) نحصل على :

$$\frac{d\psi}{dx} = \frac{2\pi A}{\lambda} \cos \frac{2\pi x}{\lambda} \quad (39)$$

وبمفاضلة المعادلة رقم (39) مرة ثانية، نحصل على :

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = -\frac{4\pi^2 A}{\lambda^2} \sin \frac{2\pi x}{\lambda} \quad (40)$$

حيث إن  $\psi$  تعطى بالقيمة :

$$\psi = A \sin \frac{2\pi x}{\lambda}$$

ويمكن كتابة المعادلة (40) فى الصورة التالية :

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = -\frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi \quad (41)$$

وطاقة الحركة لجسيم كتلته  $m$  يتحرك بسرعة قدرها  $v$  يمكن التعبير

عنها بما يلى :

$$K.E. = \frac{1}{2} m v^2 \quad (42)$$

حيث  $m$  هى الكتلة،  $v$  هى السرعة. وبضرب وقسمة الطرف الأيمن

للمعادلة (42) فى  $(m)$  نصل إلى :

$$K.E. = \frac{1}{2} \frac{m^2 v^2}{m} \quad (43)$$

وهكذا أمكن التعبير عن معادلة دى بروجلى فى الصورة التالية :

$$mv = \frac{h}{\lambda} \quad (44)$$

وبتربيع طرفى المعادلة (44) نصل إلى :

$$m^2 v^2 = \frac{h^2}{\lambda^2} \quad (45)$$

وبمقارنة المعادلة (43) بالمعادلة (45) نحصل على :

$$K.E. = \frac{1}{2m} \frac{h^2}{\lambda^2} \quad (46)$$

ومن المعادلة (41) نحصل على العلاقة التالية :

$$\lambda^2 = - \frac{4\pi^2\psi}{\frac{d^2\psi}{dx^2}} \quad (47)$$

وبالتعويض عن قيمة  $\lambda^2$  من المعادلة (47) فى المعادلة (46)، فإن :

$$\therefore K.E. = - \frac{1}{2m} \frac{h^2}{4\pi^2\psi} \cdot \frac{d^2\psi}{dx^2}$$

$$K.E. = \frac{-h}{8\pi^2m\psi} \cdot \frac{d^2\psi}{dx^2} \quad (48)$$

وتكون الطاقة الكلية للدقيقة E هى مجموع طاقتى الحركة والوضع،  
وهكذا نصل إلى العلاقة التالية :

$$K.E. = (E - V) = - \frac{h^2}{8\pi^2m\psi} \frac{d^2\psi}{dx^2} \quad (49)$$

وبإعادة ترتيب هذه العلاقة نحصل على المعادلة التالية :

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad (50)$$

وهذه هى معادلة شرودنجر ذات البعد الواحد.

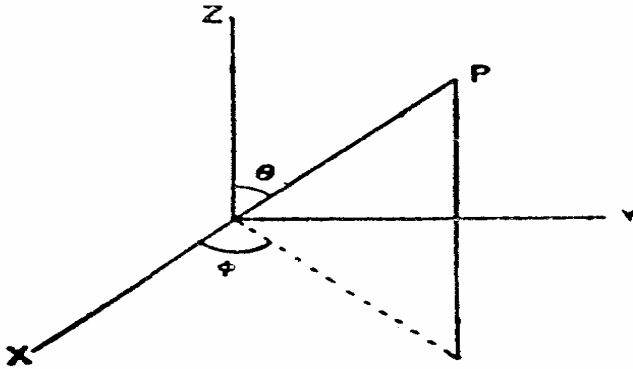
وعندما نتناول تركيب الذرة فإننا نستخدم الثلاثة أبعاد وذلك باستخدام  
إحداثيات ديكارتية X, Y, Z، وهكذا يمكن كتابة المعادلة (50) فى  
الصورة التالية:

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2m}{h^2} (E - V) \psi = 0 \quad (51)$$

حيث  $\psi$  ترمز إلى ما يسمى دالة الموجة أو دالة الاحتمال، E هى الطاقة  
الكلية للنظام والتي تعتبر قيمتها ثابتة للقيمة المعطاة  $\lambda$ ، V هى طاقة الوضع

والتي تعتمد على وضع النظام. وحيث إن  $E$  ثابتة،  $V$  متغيرة لذا تكون القيمة  $(E - V)$  متغيرة أيضاً.

ودالة الموجه هي معادلة تفاضلية من الرتبة الثانية. ويمكن التعبير عن معادلة شرودنجر بإحداثيات قطبية  $r, \theta, \phi$  حيث  $r$  هي المسافة الشعاعية للنقطة من نقطة الأصل،  $\theta$  هي ميل الخط الشعاعي إلى المحور  $X$ ،  $\psi$  هي الزاوية الناتجة من المحور  $X$  وذلك من إسقاط الخط الشعاعي في المستوى  $(X-y)$ . شكل (14) والحلول للدالة  $\psi$  تسمى دوال الموجة ويمكن أن يعبر عنها بحاصل ضرب ثلاث دوال كل واحدة فيها تعتمد فقط على أحد الاحداثيات.



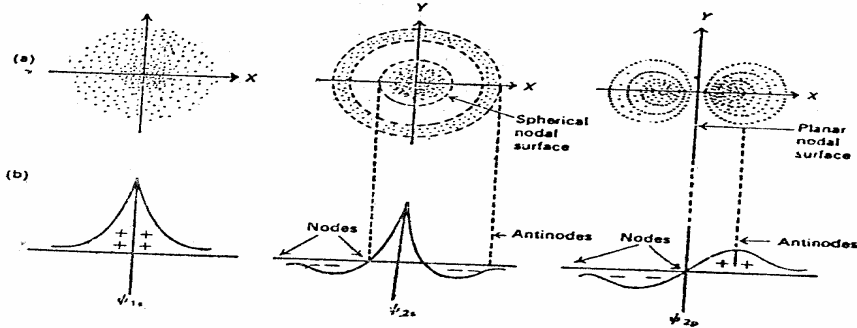
شكل (14): إحداثيات قطبية

$$\psi(r, \theta, \phi) = R(r) \theta(\theta) \phi(\phi) \quad (52)$$

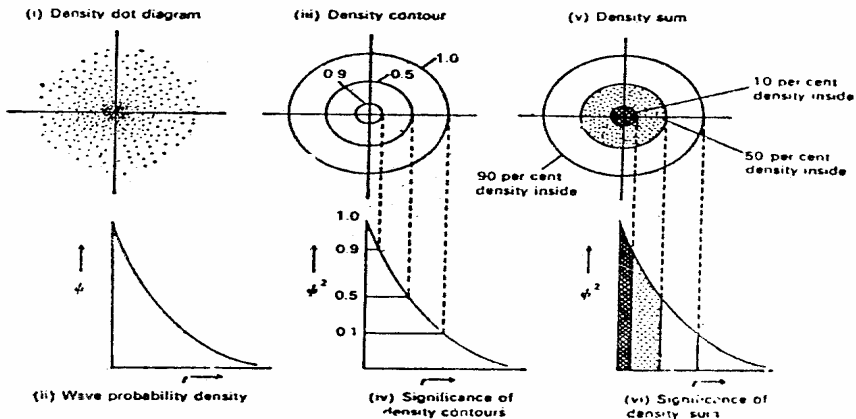
### طبيعة دالة الموجه :

تعتبر دالة الموجة  $\psi$  أنها نوع من سعة الموجة. فهي ليست قيمة مشاهدة ولكن القيمة التالية  $|\psi|^2$  هي المشاهدة حيث إن  $\psi^*$  هي القيمة التبادلية للقيمة  $\psi$  وهي تعطى احتمال لتواجد الإلكترون في حجم معين. فإذا كانت قيمة  $\psi^2$  عالية يدل ذلك على زيادة احتمال تواجد الإلكترون أما إذا كانت قيمة  $\psi^2$  منخفضة ويدل ذلك على ندرة وجود الإلكترون. فالمعلومات المتواجدة في القيمة  $\psi^2$  تشبه إلى حد كبير المعلومات المتواجدة في فجوة في سبورة مسننة فبالنظر إلى نمط الفجوات يتضح أن هناك احتمالاً قوياً أن التسنين

سيكون موجودا فى الدائرة المحتوية على العديد من الفجوات المسننة. ويكون الاحتمال ضعيفا لتواجد دائرة ذات مساحة متساوية ولكنها تحتوى على عدد قليل من الفجوات المسننة. وكثافة هذه الفجوات تعطى معلومات عن الاحتمال. والشكل (15) يظهر الطرق التى يحدث بها احتمال توزيع الإلكترون  $1S$  دالة الموجة لذرة الهيدروجين والتي يمكن التعبير عنها ببعدين. فالشكل (16-i) يمثل كثافة هذه النقط كدالة للوضع على السبورة وتعطى هذه الصورة تصور كيفية عن تواجد الإلكترون أما الشكل (16-ii) فيمثل رسم لكثافة النقط  $\psi^2$  والتي تعتبر دالة للمعامل  $I$  وهى المسافة من النواة.



شكل (15): السطوح العقدية لذرة الهيدروجين (a) احتمال الكثافة الإلكترونية (b) دوال الموجة الإلكترونية (+)، (-) هى علامات تدل على الصنف.



شكل(16):التمثيل البياني ذى البعدين لاحتمال التوزيع لذرة الهيدروجين للدالة الموجية (1s)



أما الشكل (16-iii) فيمثل مناسيب الكثافة على قطاع عرضى خلال الشكل المبين فيه نقطة الاحتمال شكل (15-a) ومعنى مناسيب الكثافة يوضح فى الشكل (16-iv) وهى تمثل خريطة كونتورية حيث يقضى الإلكترون معظم وقته. هذه الخريطة توضح كيفاً شكل التوزيع كما أنها توضح كميّاً كيف يقل الاحتمال سريعاً من النواة.

أما الأشكال (16-v)، (16-vi) فهى تمثل حاصل الكثافة فالخط الكونتورى الداخلى هو الخط الذى يحوى داخله 10% من الاحتمال. أما الخط التالى فهو يحوى داخله 50% من الحجم الممكن وبالنسبة للخط الثالث والأخير فهو يمثل 90%. وهذه الكنتورات من الأهمية بمكان حيث أنها تعطى فكرة عن أماكن تواجد الإلكترون وأيضا عن حجم الذرة المدروسة.

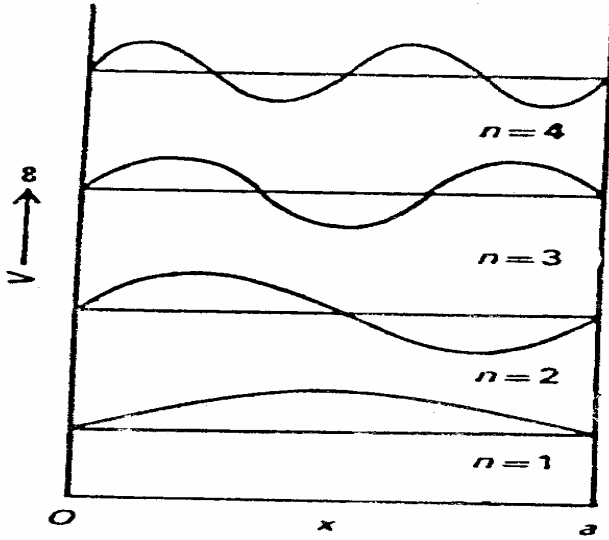
أما دالة الموجة  $\Psi$  فيجب أن تخضع لبعض التعبيرات الرياضية أى أن  $\Psi(X)$  لها قيمة منفردة، محددة، ومستمرة لكل القيم الممكنة للمعامل  $(X)$ . فهى يجب أن تكون منفردة وذلك لأن احتمال تواجد الإلكترون عند أى نقطة  $(x)$  لا تأخذ إلا قيمة واحدة. لا يمكن لها أن تكون محددة عند أى نقطة، لأن هذا معناه أنها ثابتة عند هذه النقطة.

وهذا لا يتفق مع خواص الموجة ومعيار دالة الموجة المستمرة تساعد فى اختيار الحلول الفيزيائية الممكنة لدالة الموجة.

### تطبيق معادلة شرودنجر للدقيقة فى الصندوق أحادى البعد :

من التطبيقات الهامة لمعادلة شرودنجر، دراسة تأثير فرض إلزامى على الدقيقة الحرة وذلك بما يتطلبه أن تكون حركة الدقيقة محددة فى حيز ثابت (حدود ثابتة) ففى الثلاثة أبعاد تكون هناك مشكلة الدقيقة المتواجدة فى الصندوق ويمكن تبسيط المشكلة إذا كان الصندوق أحادى البعد.

وفى هذه الحالة يكون المطلوب هو حركة الدقيقة بين مجموعة نقاط على خط مستقيم ودالة الجهد المتعلقة بهذه الظروف يمكن توضيحها فى شكل (17).



شكل (17): حركة الإلكترون في صندوق أحادي البعد الموجات الإلكترونية ومستويات الطاقة المسموح بها.

يمكن كتابة معادلة شرودنجر ذات البعد الواحد كما يلي :

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2m} \frac{d^2\psi}{dx^2} + V(x) \psi = E_n \psi \quad (53)$$

يتحدد الصندوق ذات البعد الواحد ( أحادي البعد) بالجهد الذي يأخذ القيمة صفر.

$$0 \leq x \leq a$$

ويكون غير محدود ومن وجهة نظر المعادلات الجبرية فالجهد يعبر عنه القيم التالية :

$$\begin{aligned} v(x) &= \infty & x < 0 \\ v(x) &= 0 & 0 \leq x \leq a \\ v(x) &= \infty & a < x \end{aligned} \quad (54)$$

وحيث إن الجسيم لا يمكن أن يتحرك خارج الصندوق فإننا يكون لدينا الظروف التالية، أي أن :

$$\psi(x) = 0 \quad x < 0 \quad , \quad x > a \quad (55)$$

ويمكن كتابة معادلة شرودنجر داخل الصندوق هكذا :

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2m} \frac{d^2\psi}{dx^2} = E_n \psi \quad (56)$$

حيث إن  $E_n$  تكون حقيقية وتأخذ قيمة موجبة ويمكن إدخال متغير جديد يعبر عنه هكذا :

$$\frac{8\pi^2 m E_n}{h^2} = \lambda^2 \quad (57)$$

وتأخذ معادلة شرودنجر الصورة التالية :

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} = -\lambda^2 \psi \quad (58)$$

وتعتبر المعادلة (58) معادلة تفاضلية ويمكن أن تحل بطريقتين وهما :

$$\psi_1(x) = \sin \lambda x \quad (59)$$

$$\psi_2(x) = \cos \lambda x \quad (60)$$

ويكون الحل العام تجمع خطى للحلين، ويكتب هكذا :

$$\psi(x) = A \sin \lambda x + B \cos \lambda x \quad (61)$$

وتحتوى هذه العلاقة على ثلاث متغيرات هي  $A$ ،  $B$ ،  $\lambda$  وتطبق معادلة

شرودنجر عند أى قيمة لهذه المتغيرات

تتماشى المعادلة (61) مع حيثيات دالة الموجة.

وهى قياسية لأنها لا تأخذ القيمة الصفرية (الصفر) فى الفترات المحدودة.

$0 \leq x \leq a$  وهى محدودة فى كل مكان فى هذه الفترات ويمكن تلخيص

هذه النتائج كما يلى :

$$\psi(x) = 0 \quad x < 0 \quad (62)$$

$$\psi(x) = A \sin \lambda x + B \cos \lambda x \quad 0 \leq x \leq a$$

$$\psi(x) = 0 \quad a < x$$

وهذه الدالة مستمرة فى حدود أى من الثلاث المتغيرات، ولكنها ليس من

الضرورى أن تكون مستمرة إذا انتقلنا من فترة زمنية إلى أخرى. أى أنه عند

النقط  $x = a$ ،  $x = 0$ .

ولفرض ظروف الاستمرارية على هذه النقاط نحصل على :

$$\lim_{x \rightarrow 0} (A \sin \lambda x + B \cos \lambda x) = B = 0 \quad (63)$$

$$\begin{aligned} & \lim_{x \rightarrow a} (A \sin \lambda x + B \cos \lambda x) \\ & = A \sin \lambda a + B \cos \lambda a = 0 \end{aligned} \quad (64)$$

وعندما تساوى (B) الصفر، فإنه يمكن كتابة المعادلة (64) فى الصورة التالية :

$$A \sin \lambda a = 0 \quad (65)$$

وفى المعادلة (65) لا يمكن للمتغير A أن يأخذ القيمة الصفر؛ لأن هذا يعنى أن قيمة دالة الموجة تأخذ القيمة الصفر فى أى مكان، وأيضا تودى إلى القول بأن الاحتمال لتواجد الجسيم يساوى الصفر، وهذا لا يعطى أى معنى وهكذا نحصل على المعادلة :

$$\sin \lambda a = 0 \quad (66)$$

ولهذه المعادلة عدد غير محدود من الحلول أى إن :

$$\lambda a = n\pi , \quad n = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \quad (67)$$

ومعنى أن  $n = 0$  ، أن دالة الموجة تأخذ القيمة الصفر فى أى مكان، وهذا غير مسموح به. وعندما  $n = v$  ،  $n = -v$  ، يودى ذلك إلى نفس احتمال دالة الكثافة، ومن ذلك نرى أن  $n$  تأخذ القيم التالية:  $n = 1, 2, 3, 4$ .

وبترتيب طرفى المعادلة (67)

نحصل على :

$$\lambda^2 a^2 = n^2 \pi^2 \quad (68)$$

ومن المعادلة (57) نصل إلى :

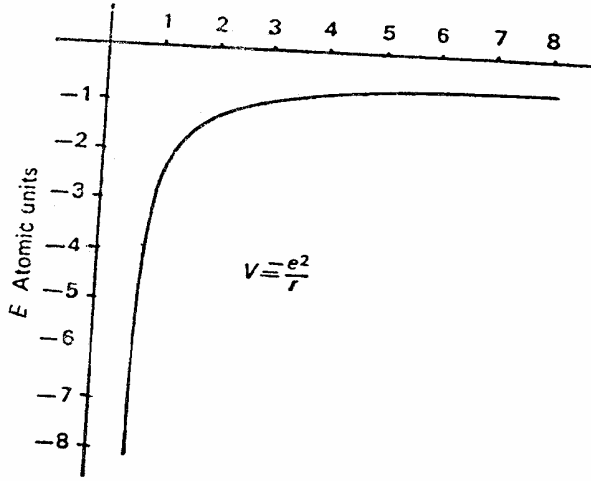
$$\lambda^2 = \frac{8\pi^2 m E_n}{h^2} \quad (69)$$

وبمقارنة المعادلتين (68) ، (69) نحصل على المعادلة التالية :

$$E_n = \frac{n^2 h^2}{8 m a^2} \quad (70)$$

ويوضح الشكل (18) الأربع مستويات الطاقة الأولى ويتضح من المعادلة السابقة أن طاقة الحركة ( $E_n$ ) تقل بزيادة قيمة (a).

## E(atomic units)



شكل (18): طاقة الوضع الكولومية للإلكترون السالب في مجال البروتون الموجب. وهذا معناه: أنه كلما كبرت الغرفة التي يتحرك فيها الإلكترون قلت طاقة حركته وهذا يعطى استقراراً أكبر للنظام. وهذا التبادل في حركة الإلكترون يمكن أن يحدث في عدد من المركبات، مثل: بعض المركبات الأليفاتية التبادلية والمحتوية على عدد من الروابط الأحادية والثنائية بالتبادل ( $C=C-C=C$ ) وبعض المركبات الأروماتية. وتؤدي المعادلة (70) أيضاً إلى ظاهرة الحالة الثابتة وذلك لأن قيم معينة مسموح بها، والقيم الأخرى غير مسموح بها لأن هذه القيم تؤدي إلى نتائج ليس لها معنى من الوجهة الفيزيائية.

### ذرة الهيدروجين :

إذا أخذنا في الاعتبار ذرة الهيدروجين والمحتوية على بروتون واحد في النواة، وإلكترون واحد يدور حول النواة وإذا أهملنا كلا من الحركات الانتقالية للذرة كذلك حركة النواة فإنه يمكن اعتبار ذرة الهيدروجين أنها تحتوى على إلكترون مفرد كتلته  $m$  في مجال كولومبي، وحركة النواة، ويمكن الأخذ في الاعتبار ما سمي بالكتلة المختزلة  $u$  بدلا من  $m$ ، وتشبه المشكلة الحالية مشكلة جسيم متحرك في صندوق ثلاثي الأبعاد. وفي هذه الحالة يكون هناك تماثل دائري بدلا من الجدر المائلة ومن قيمة طاقة الوضع

الصفيرية يكون هناك زيادة تدريجية فى الوضع على اعتبار أن المسافة من النواة.

$$\begin{array}{l} r = \infty \\ V = -\infty \end{array} , \begin{array}{l} V = 0 \\ r = 0 \end{array} \quad \text{عندما}$$

طاقة الوضع للإلكترون المتواجد فى مجال النواة ذات الشحنة  $Ze$  هى كالتالى:  $V = -Ze^2/r$  وهى موضحة فى الشكل (18) ويمكن كتابة معادلة شرودنجر هكذا :

$$\left( \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) \psi + \frac{8\pi^2 u}{h^2} \left( E + \frac{ze^2}{r} \right) \psi = 0 \quad (71)$$

أو :

$$\nabla^2 \psi + \frac{8\pi^2 u}{h^2} \left( E + \frac{ze^2}{r} \right) \psi = 0 \quad (72)$$

حيث تأخذ  $\nabla^2$  القيمة التالية :

$$\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2}$$

التمائل الدائرى لدالة طاقة الوضع يقرر أن المعادلة يمكن حلها بسهولة فى إحداثيات قطبية دائرية  $r, \theta, \phi$  كما هو موضح فى الشكل (14) وبالاتنتقال إلى الإحداثيات القطبية يمكن كتابة المعادلة (71) فى الصورة التالية :

$$\frac{1}{r^2} \frac{\partial}{\partial r} \left( r^2 \frac{\partial \psi}{\partial r} \right) + \frac{1}{r^2 \sin^2 \theta} \frac{\partial^2 \psi}{\partial \phi^2} + \frac{1}{r^2 \sin \theta} \frac{\partial}{\partial \theta} \left( \sin \theta \frac{\partial \psi}{\partial \theta} \right) + \frac{8\pi^2 u}{h^2} \left( E + \frac{ze^2}{r} \right) \psi = 0 \quad (73)$$

والمتغير فى هذه المعادلة يمكن فصله وذلك لأن الجهد هو دالة فى  $r$  فقط.

$$\psi(r, \theta, \phi) = R(r) \Theta(\theta) \Phi(\phi) \quad (74)$$

حيث إن  $R$  هى دالة فى  $r$  فقط،  $\Theta$  هى دالة فى  $\theta$  فقط،  $\Phi$  هى دالة فى  $\phi$ .

وهكذا يمكن تفصيل المعادلة (73) إلى ثلاث معادلات تفاضلية :

$$\frac{\partial^2 \phi}{\partial \phi^2} + m^2 \phi = 0 \quad (75)$$

$$\frac{1}{\sin \theta} \frac{\partial}{\partial \theta} \left( \sin \theta \frac{\partial \theta}{\partial \phi} \right) - \frac{m^2}{\sin^2 \theta} \theta + \beta \theta = 0 \quad (76)$$

$$\frac{1}{r^2} \frac{\partial}{\partial r} \left( r^2 \frac{\partial R}{\partial r} \right) - \frac{\beta}{r^2} R + \frac{8\pi^2 u}{h^2} \left( E + \frac{ze^2}{r} \right) R = 0 \quad (77)$$

حيث إن كلا من  $m$ ،  $\beta$  ثابت، والظروف المحددة لحلول المعادلة (75) تؤكد أن القيم المرضية للمتغير  $\phi$  يمكن الحصول عليها فقط عند قيم  $m = 0, \pm 1, \pm 2$ .

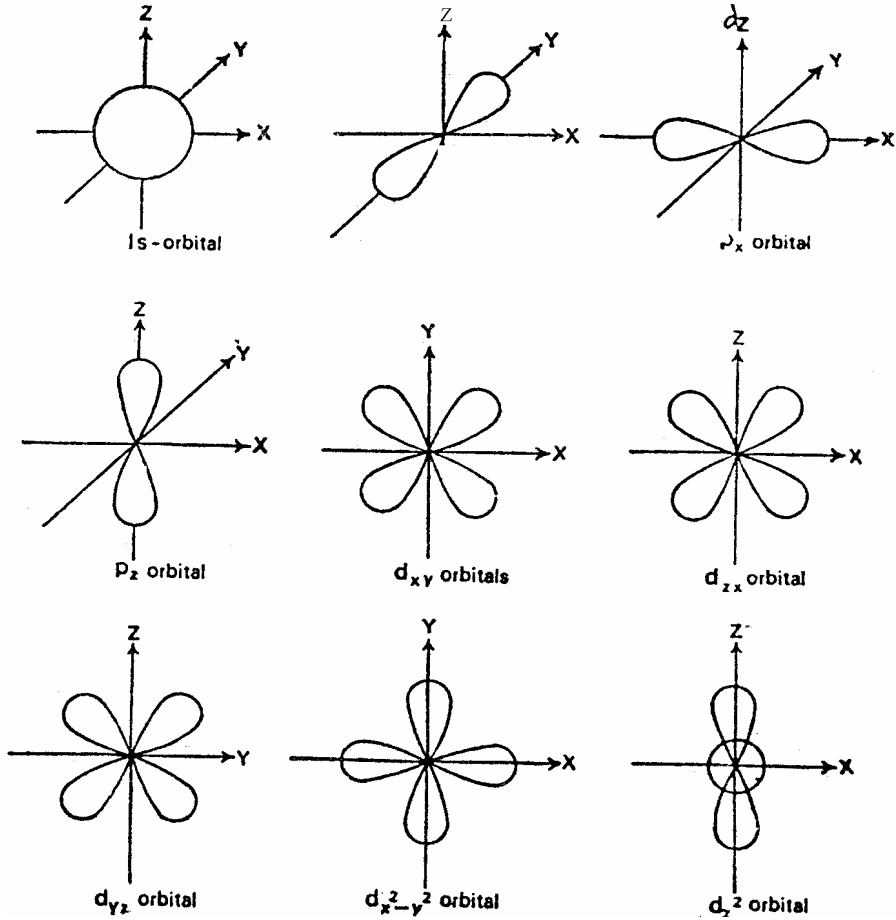
وبالتعويض عن قيم  $m$  في المعادلة (76) ويحل هذه المعادلة لـ  $\theta$ ، فإنه يمكن الحصول على القيم المسموح بها فقط للقيمة  $\beta = l(l + 1)$  حيث إن :

$$l = |m|, |m| + 1, |m| + 2 \text{ etc.}$$

وتكون  $|m|$  هي قيمة  $m$  المطلقة ومن قيم للمعامل  $\beta$  في المعادلة (77) نحصل على حلول مرضية للقيم وذلك لإعداد الكم  $(n = 1, 2, 3, \dots)$ . حل المعادلة (73) ينتج طاقة كلية للإلكترون في الذرة يعبر عنه بالمعادلة :

$$E = -\frac{2\pi^2 u z^2 e^4}{n^2 h^2} \quad (78)$$

حيث  $u$  هي الكتلة المختزلة للنواة والإلكترون. وتشبه هذه القيم، القيم المستتبطة من نظرية الكم لبوهر والظروف المحدودة تتطلب ثوابت معينة تستخدم في حل معادلة شرودنجر وتسمى هذه الثوابت بأعداد الكم. وتسمى دوال الموجة  $\psi$  والتي تعطى حلولاً لمعادلة الموجة بالأوربتالات. فالأوربتالات التي تأخذ القيم  $l$  تساوي 0, 1, 2, 3، وتسمى على التوالي أوربتالات s, p, d, f والأوربتالات المستخدمة تأخذ شكل ثلاثى الأبعاد. ويبين الشكل (19) الحدود السطحية للأوربتالات s, p, d، على الترتيب.



شكل (19): السطوح المحددة للأوربتالات المختلفة

## أعداد الكم : Quantum Numbers

لتحديد إلكترون في ذرة معينة بطريقة متكاملة ولتفسير الطيف المركب للعناصر المختلفة نحتاج لمعرفة أربعة كميات تسمى بأعداد الكم. وبطريقة مبسطة فإن هذا يشبه عنوان مكتب البريد. ولتحديد مكان شخص ما أسمه السيد (إكس) فإنه من الضروري أن يكون له عنوان معروف فعلى سبيل المثال:



السيد/إكس، 256 ش: شارع بارليمانت، نيودلهي، الهند، فالدولة ترمز إلى رقم الكم الأساسى، والمدينة ترمز إلى رقم الكم الثانوى، الشارع يرمز إلى رقم الكم المغزلى أما رقم الشارع فيرمز إلى رقم الكم المغناطيسى.

### (i) رقم الكم الأساسى :

لقد عبرت معادلة الموجة لشروندنجر لذرة الهيدروجين عن موجة الإلكترون بثلاثة أبعاد فمن الضرورى إذن أن يكون هناك ثلاثة أرقام صحيحة لوصف كل حالة لطاقة ذرة الهيدروجين أهم تلك الأعداد هو رقم الكم الأساسى ويرمز له بالرمز (n) ولا تأخذ n الرقم صفر ولكن تأخذ أرقام عددية صحيحة بمعنى أن n تأخذ أرقام 1, 2, 3, ....

ورقم الكم الأساسى يوضح الخصائص العقدية للأوربتال، فذرة الهيدروجين لها سطوح عقدية.

وعند هذا السطح فإن دالة الموجة  $\psi$  تغير الصنف. وعند السطح العقدى تكون قيمة  $\psi^2$  هى الصفر.

بمعنى أن الإلكترون لا يتواجد عند هذا الموضع وقيمة n تساوى رقم السطوح العقدية.

عندما تأخذ n الرقم (1) أى عندما  $n = 1$  يقال أن الإلكترون متواجد فى المدار الأول أو المدار k وأقصى عدد من الإلكترونات فى المدار الواحد يعطى بالقيمة  $2n^2$ .

رقم الكم الأساسى (n) 1, 2, 3, 4, 5, . . . .

الرموز بالحروف K, L, M, N, O

أقصى عدد من الإلكترونات ( $2n^2$ ) 2 8 18 32 50

دوال الموجة الإشعاعية للأوربتالات  $n = 1, 2, 3,$

تعطى فى الجدول المرفق (جدول رقم 1) دوال الموجة الإشعاعية للذرات أحادية الإلكترون.

جدول (1): دوال الموجة الإشعاعية للذرات أحادية الإلكترون

n	0	1	2
1	$2e^{-\rho/2}$	--	--
2	$(\frac{1}{2}\sqrt{2}) (2 - \rho)e^{-\rho/2}$	$(\frac{1}{2}\sqrt{6}) \rho e^{-\rho/2}$	--
3	$(\frac{1}{9}\sqrt{3}) (6 - 6\rho + \rho^2)e^{-\rho/2}$	$(\frac{1}{9}\sqrt{6}) (4\rho - \rho^2)e^{-\rho/2}$	$(\frac{1}{9}\sqrt{30}) \rho^2 e^{-\rho/2}$

$$\rho = \left( \frac{8\pi^2 m e^2}{nh^2} \right) r \quad \text{حيث}$$

(ii) رقم الكم السمتي (الجانبى) Azimuthal quantum number

يسمى رقم الكم الثانوى أو رقم الكم الإضافى وهو مهم لتحديد المدار الاهليلجى الذى اقترحه سمرفيلد وهو مقياس للاتمركزية للاهليلج (أو للقطع الناقص) ويأخذ الرقم أى قيمة تتراوح من  $l = 0$  إلى  $l = (n - 1)$  وهى تتعلق بالطراز العقدى للأوربتال، فيوجد عدد من السطوح العقدية يساوى  $l$  وهو يعتمد على الزاوية. وحيث أن العدد الكلى هو  $n$  سطوح عقدية فيجب أن يكون هناك  $(n - l)$  سطوح عقدية لا تعتمد على الزاوية أى متمائل دائريا وعندما تأخذ  $n$  القيمة 2 ( $n = 2$ ) تأخذ  $l$  القيمة (0) و (1). فإذا كانت  $l = 0$  فلا توجد سطوح عقدية تعتمد على الزاوية، وعليه فإن السطحين العقدين الشعاعين يكونان مستديران فى الشكل.

أحد هذه السطوح عندما  $r = \text{infinity}$  (قيمة  $r$  لا نهائية). وعندما تكون  $l$  قيمتها (1)، يوجد هناك سطح عقدى واحد يعتمد على الزاوية أما مستوى السطح العقدى الثانى، ( $n - l = 2 - 1 = 1$ ) فيكون كروى الشكل ويقع السطح العقدى عندما لا نهاية ويوضح الشكل (15) منظر لقطاع عرضى لاحتمال التوزيع الحادث عندما  $n = 1$ ،  $n = 2$ .

التغير فى الوسط عند السطح العقدى يرمز له بالعلامة (+) أو (-) فإذا كانت  $n = 1$ ،  $l = 0$  تمثل أوربتال  $1s$ . يعطى العزم الزاوى للإلكترون بالقيمة التالية:

$$\sqrt{\frac{\ell(\ell+1)h}{2\pi}} \quad (79)$$

حيث ترمز h إلى ثابت بلانك.

### (iii) رقم الكم المغناطيسي Magnetic Quantum Number

كما رأينا فى دراسة تأثير زيمان. توجد خطوط أخرى تظهر فى المجال المغناطيسى ولتفسير هذا التفصيل لخطوط الطيف فقد ظهر رقم كم جديد يسمى رقم الكم المغناطيس m ويمكن أن يأخذ أرقام  $(2\ell + 1)$  قيم مختلفة لقيم  $\ell$  وذلك ابتداء من  $-\ell, 0, +\ell$  وكلا منهم يشير إلى أوربتال واحد. فنجد أن تحت المدار (S) يكون له أوربتال واحد عندما  $\ell = 0, m = 0$  أما تحت المدار p تمتلك ثلاث أوربتالات. d لها خمس أوربتالات، f لها سبع أوربتالات. وفى هذه الأوربتالات يكون الفرق فى الطاقات صغير جدا للانتقال من أوربتال إلى الآخر.

### (iv) رقم الكم المغزلى Spin Quantum Number

يصف رقم الكم المغزلى غزل الإلكترون حول محوره حيث يكون الغزل أو الدوران إما مع عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة رقم الكم المغزلى له قيمتان فقط هما  $+1/2, -1/2$  وتوضح كما يلى  $(\uparrow, \downarrow)$ .

### مبدأ باولى للاستثناء Pauli's Exclusion Principle

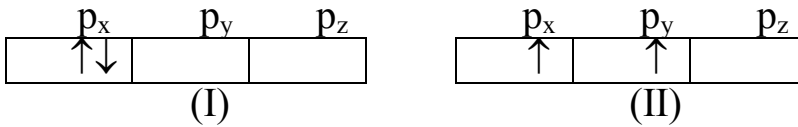
هذه القاعدة وضعت قيوداً على قيم مختلف أرقام الكم للإلكترونات المختلفة فى نفس الذرة وقد نصت هذه الفكرة على أنه :  
" لا يوجد إلكترونان فى نفس الذرة يكون لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة أى أنه لا بد أن يختلفان على الأقل فى قيمة أى واحد منهم."  
وتخضع الساعات أو القدرات التى تضع الإلكترونات فى مختلف المدارات لهذا المقياس. فعلى سبيل المثال تبعا للقاعدة  $2n^2$  إذا كانت  $n = 2$  يوجد 8 إلكترونات. وتبعاً لمبدأ باولى للاستثناء يمكن ترتيب هذه الإلكترونات الثمانية كما يلى :

$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = +1/2$
$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = -1/2$
$n = 2$	$l = 1$	$m = 0$	$s = +1/2$
$n = 2$	$l = 1$	$m = 0$	$s = -1/2$
$n = 2$	$l = 1$	$m = +1$	$s = +1/2$
$n = 2$	$l = 1$	$m = +1$	$s = -1/2$
$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = +1/2$
$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = -1/2$

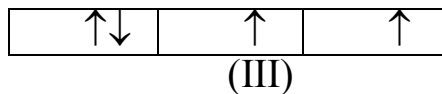
وبنفس الطريقة يمكن إجراء نفس الترتيب للمستويات الأخرى.

### قاعدة هوند للتعددية القصوى :

تنص هذه القاعدة على أنه : " في الذرة الواحدة تميل الإلكترونات في تحت المدارات المختلفة إلى أن تبقى غير متزاوجة لأكبر فترة ممكنة ". يمكن تمثيل الثلاث أوربيتالات من الصنف p على هيئة صناديق ويمكن تمثيل التعبير عن الإلكترونات بأسهم فمثلا السهم  $\uparrow$  يمثل  $+1/2$  بينما السهم  $\downarrow$  يمثل  $-1/2$  إذا أضيف إلكترونان في تحت المدار p يوجد احتمالان I, II.

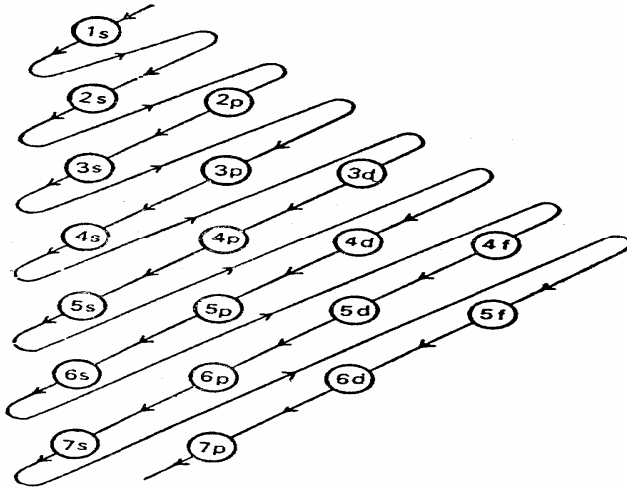


الشكل رقم (I) يوجد به إلكترونان في نفس الأوربتال أي ( $p_x$ ) ولكنه لا يتفق مع قاعدة هوند، وعليه يعتبر النموذج (II) هو الصحيح وهو يتفق مع قاعدة هوند. فإذا كان هناك إلكترون ثالث في نفس التحت مدار فإنه يذهب إلى المدار  $p_z$  (الأوربتال الثالث الفارغ) وذلك أكثر من توجهه إلى  $p_x$  أو  $p_y$  يحدث التزاوج إذا وجد إلكترون رابع ويوضح ذلك الشكل III.



## قاعدة التصفية Screening rule

تبعاً لهذه القاعدة فإن الإلكترونات فى المدارات الداخلية يكون لها فعل التصفية على الإلكترونات الخارجية وذلك للحد من التجاذب بينها وبين النواة. وهذه القاعدة هى المسئولة عن السبب فى أن الأوربتال الذى يرمز له بالرمز ns يمتلئ أولاً قبل أوربتال  $(n-1)d$ ، وعليه فإن الأوربتالات 6s, 5p, 5s تمتلئ قبل الأوربتال 4f.



شكل (20): نظام ملئ الأوربتالات بالإلكترونات

## مستويات الطاقة والتركيب الإلكتروني للعناصر :

يخضع توزيع الإلكترونات فى الأوربتالات للذرات المعقدة لقواعد معينة كما أشرنا من قبل يحتوى كل مدار على الحد الأقصى من الإلكترونات وتأخذ القيمة  $2n^2$ ، وحيث أن كل مدار إلكترونى يمتلك عدداً من التحت المدارات التى يكون فرق الطاقة بينهما صغير جداً. تملأ الأوربتالات ذات الطاقة المنخفضة أولاً وقد وجد أن ترتيب الأوربتالات تبعاً لطاقتها يخضع للنظام التالى :

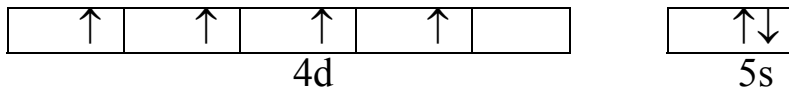
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d$$

وللتبسيط يمكن توضيح الترتيب السابق فى الشكل رقم (20) ويسمى نظام أوف باو لتسكين الإلكترونات فى الأوربتالات المختلفة. ويخضع التركيب الإلكتروني للعناصر للقاعدة السابقة وذلك بجانب الالتزام بمبدأ باولى للاستثناء وقاعدة هوند يعطى الجدول رقم (2) التركيب الإلكتروني للعناصر المختلفة.

من دراسة الجدول السابق، يتضح أن هناك بعض الحيوود عن قاعدة أوف باول، ويختلف الترتيب عندما تمتلئ الأوربتالات (d) تماما كما فى عناصر Au, Pt, Ag, Pd, Cu أو نصف ممتلئ كما فى الكروم Cr والميوليدنيوم Mo ويمكن تفسير معظم هذه الحالات فى ضوء الحقيقة القائلة بأنه الذرات التى تمتلئ مداراتها تماما بالإلكترونات أو تلك التى تمتلئ نصف امتلاء أو تلك التى تكون فارغة تماما.

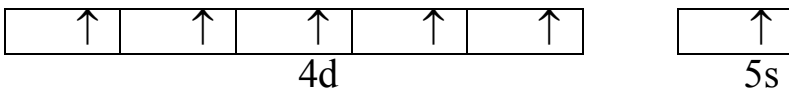
وتعتبر هذه الأنظمة أكثر استقرارا وثباتا عن الحالات الأخرى وعليه فإن الأوربتالات  $d^5$ ,  $d^{10}$  والتى فيها يحتوى الأوربتال d على (5)، أو (10) تكون أكثر استقراراً وثباتاً عن تلك المدارات المحتوية على إلكترونات تبعاً للنظام التالى:  $d^9$ ,  $d^8$ ,  $d^4$ .

فلنأخذ على سبيل المثال لا الحصر النظام الذى يحتوى فيه الأوربتالات  $4d^4$ ,  $5s^2$  كما يلى :



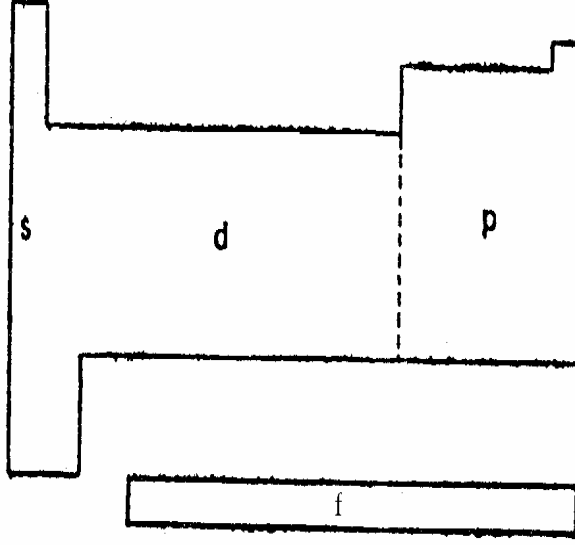
إذا انتقل إلكترون واحد من الأوربتال 5s إلى الأوربتال 4d نصل إلى

الصورة التالية :



وفى هذه الحالة يكون المدار ( الأوربتال ) 4d نصف ممتلئ وهذا الترتيب يكون أفضل كثيرا من غيره.

وعلى ضوء التركيب الإلكتروني للذرات يمكن تقسيم العناصر فى الجدول الدورى إلى أربع مجموعات عامة كما هو مبين فى الشكل (21).



شكل (21): تقسيم العناصر في الجدول الدوري إلى أربع أقسام.

- (1) مجموعة العناصر-s
- (2) مجموعة العناصر-p
- (3) مجموعة العناصر-d
- (4) مجموعة العناصر-f

جدول (2): ترتيب الالكترونات في الذرات.

At. No.	Element	K		L		M			N				O				P			Q			
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s			
1	H	1																					
2	He	2																					
3	Li	2	1																				
4	Be	2	2																				
5	B	2	2	1																			
6	C	2	2	2																			
7	N	2	2	3																			
8	O	2	2	4																			
9	F	2	2	5																			
10	Ne	2	2	6																			
11	Na	2	2	6	1																		
12	Mg	2	2	6	2																		
13	Al	2	2	6	2	1																	
14	Si	2	2	6	2	2																	
15	P	2	2	6	2	3																	
16	S	2	2	6	2	4																	
17	Cl	2	2	6	2	5																	
18	Ar	2	2	6	2	6																	
19	K	2	2	6	2	6	1																
20	Ca	2	2	6	2	6	2																
21	Sc	2	2	6	2	6	1																
22	Ti	2	2	6	2	6	2																
23	V	2	2	6	2	6	3																
24	Cr	2	2	6	2	6	5																
25	Mn	2	2	6	2	6	5																
26	Fe	2	2	6	2	6	6																
27	Co	2	2	6	2	6	7																
28	Ni	2	2	6	2	6	8																
29	Cu	2	2	6	2	6	10																
30	Zn	2	2	6	2	6	10																
31	Ga	2	2	6	2	6	10	1															
32	Ge	2	2	6	2	6	10	2															
33	As	2	2	6	2	6	10	3															
34	Se	2	2	6	2	6	10	4															
35	Br	2	2	6	2	6	10	5															
36	Kr	2	2	6	2	6	10	6															
37	Rb	2	2	6	2	6	10	6															
38	Sr	2	2	6	2	6	10	6															
39	Y	2	2	6	2	6	10	6	1														
40	Zr	2	2	6	2	6	10	6	2														
41	Nb	2	2	6	2	6	10	6	4														
42	Mo	2	2	6	2	6	10	6	5														
43	Tc	2	2	6	2	6	10	6	6														
44	Ru	2	2	6	2	6	10	6	7														
45	Rh	2	2	6	2	6	10	6	8														
46	Pd	2	2	6	2	6	10	6	10														
47	Ag	2	2	6	2	6	10	6	10														
48	Cd	2	2	6	2	6	10	6	10														
49	In	2	2	6	2	6	10	6	10														
50	Sn	2	2	6	2	6	10	6	10														



تابع جدول (2):

At. No.	Element	K		L		M			N				O			P			Q
		1s	2s 2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s
51	Sb	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	3				
52	Te	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	4				
53	I	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	5				
54	Xe	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	6				
55	Cs	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	6			1	
56	Ba	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	6			2	
57	La	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	6	1		2	
58	Ce	2	2 6	2	6	10	2	6	10	2				2	6			2	
59	Pr	2	2 6	2	6	10	2	6	10	3				2	6			2	
60	Nd	2	2 6	2	6	10	2	6	10	4				2	6			2	
61	Pm	2	2 6	2	6	10	2	6	10	5				2	6			2	
62	Sm	2	2 6	2	6	10	2	6	10	6				2	6			2	
63	Eu	2	2 6	2	6	10	2	6	10	7				2	6			2	
64	Gd	2	2 6	2	6	10	2	6	10	7			1	2	6			2	
65	Tb	2	2 6	2	6	10	2	6	10	9				2	6			2	
66	Dy	2	2 6	2	6	10	2	6	10	10				2	6			2	
67	Ho	2	2 6	2	6	10	2	6	10	11				2	6			2	
68	Er	2	2 6	2	6	10	2	6	10	12				2	6			2	
69	Tm	2	2 6	2	6	10	2	6	10					2	6			2	
70	Yb	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6			2	
71	Lu	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	1		2	
72	Hf	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	2		2	
73	Ta	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	3		2	
74	W	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	4		2	
75	Re	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	5		2	
76	Os	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	6		2	
77	Ir	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	7		2	
78	Pt	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	9		1	
79	Au	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		1	
80	Hg	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	
81	Tl	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	1
82	Pb	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	2
83	Bi	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	3
84	Po	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	4
85	At	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	5
86	Rn	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	6
87	Fr	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	6
88	Ra	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	6
89	Ac	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	6
90	Th	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10		2	6
91	Pa	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	2	2	6
92	U	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	3	2	6
93	Np	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	5	2	6
94	Pu	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	6	2	6
95	Am	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	7	2	6
96	Cm	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	7	2	6
97	Bk	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	8	2	6
98	Cf	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	10	2	6
99	Es	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	11	2	6
100	Fm	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	12	2	6
101	Md	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	13	2	6
102	No	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	14	2	6
103	Lw	2	2 6	2	6	10	2	6	10	14				2	6	10	14	2	6



## أسئلة على الفصل الثانی

- 1- فى التأثير الكهروضوئى على العناصر تسببت طاقة الفوتون الممتص فى طرد الكترون من على سطح عنصر ما ، تساوت طاقة الحركة للالكترن المنفصل مع طاقة الفوتون الممتص مطروحاً منه طاقة أطول الخطوط موجياً التى سببت ذلك الأثر. احسب طاقة الحركة للالكترن الناتج من على سطح عنصر السيزيوم وذلك بضوء طوله الموجى  $400 \text{ \AA}$  (وكان الطول الموجى الحرج للتأثير الكهروضوئى على عنصر السيزيوم هو  $6.60 \text{ \AA}$ ) ؟
- 2- اشرح مبدأ عدم التأكد. اكتب إلى أى مدى حددت وضع الالكترن فى الذرة ؟
- 3- قوقع كتلته  $1 \text{ gm}$  تحرك بسرعة قدرها  $0.1 \text{ cm / sec}$  ، ماهو عدم التأكد فى موضعه ؟
- 4- اكتب مذكرات مختصرة عن :  
(a) تأثير الكومبيتون.  
(b) علاقة دى بروجلى.  
(c) تأثير زيمان.
- 5- ما الطول الموجى للسيارة كتلتها  $1.3 \times 10^6 \text{ gm}$  تتحرك بسرعة قدرها  $1.0 \times 10^3 \text{ / sec}$  ؟
- 6- ما المقصود بنموذج ميكانيكا الموجة للذرة ؟ اشرح معنى كل مقطع من المقاطع المستخدمة فى معادلة شرودنجر ؟
- 7- ما الفرق بين نظرية بوهر لتركيب الذرة ونظرية ميكانيكا الموجة لذرة الهيدروجين ؟
- 8- ما مبدأ باولى للاستبعاد ؟ إلى أى مدى يؤثر ذلك المبدأ فى التركيب الاليكترونى للذرة ؟
- 9- ما المقصود بكل مما يلى :  
(a) المدار .  
(b) تحت المدار .  
(c) اوربتال الالكترن .
- 10- اشرح ما المقصود بأعداد الكم ؟ اكتب عن أعداد الكم الأربعة ؟
- 11- بين أن العدد الأقصى للالكترونات فى المدار ( M ) حيث (  $n=3$  ) وهو 18 ؟
- 12- اكتب مذكرات مختصرة عن :  
(a) مبدأ أوف باو .  
(b) قاعدة هوند .

(c) أشكال الاوربتال S ، P .

13- اكتب التركيب الالكتروني للعناصر التالية :

Ca , Mn , Br , S , Ar

14- إلى أى من الذرات ينتمى التركيب الالكتروني التالى :

(i)  $1S^2, 2S^2, 2P^6$

(ii)  $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 3d^5, 4S^1$

(iii)  $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 3d^{10}, 4S^1$

(iv)  $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3d^7, 4S$

(v)  $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 3d^{10}, 4S^2, 4P^6, 4d^{10}, 5S^2, 2P^6, 5d^1, 6S^2$

15- (a) ما الفرق بين حجم وشكل الاوربتال ؟

(b) هل يوجد هناك فرق فى الطاقة لالكترونات تشغل أوربتالات ممثلة

بأرقام الكم التالية :

$$n = 3; L = 2; m = +2$$

$$n = 3; L = 2; m = -1$$

(c) وضح رقم الاوربتالات المتشابهة فى مستوى طاقة معين وقيمة أرقام الكم

m لهم ؟

16- وضح أى من العبارات التالية تختص بدالة رقمى الكم تكون صحيحة :

(i) n رقم الكم الأسى تحدد شكل الأوربتال .

(ii) رقم الكم (L) عدد حجم الأوربتال .

(iii) رقم الكم الأساسى n يحدد حجم الأوربتال .

(iv) رقم الكم (L) يحدد شكل الأوربتال .

(v) رقم الكم الأساسى (n) يحدد عدد الكثافة الالكترونية فى الأوربتال .

17- اكتب رمز العنصر الذى تحتوى ذراته على الترتيب الالكتروني التالى فى

المدار الأخير .

(a) الكترون واحد فى المستوى  $1S^1$  .

(b) الكترونان فى المستوى  $1S^2$  .

(c) الكترونان فى المستوى  $2S^2$  ، ثلاث الكترونات فى المستوى  $2P^3$  .

(d) الكترون واحد فى المستوى  $3S^1$  .



## الفصل الثالث

# التكافؤ والروابط الكيميائية Valency and Chemical Bonding



## مقدمة الفصل :

كلمة تكافؤ تعنى القوة، وفى معناها العام تصف القوة التى تمتلكها العناصر لارتباطها مع عناصر أخرى، وضعت نظرية التكافؤ بواسطة العالم "برزيليوس" وقد اقترح برزيليوس أن الترابط الكيميائى يحدث بين الذرات التى تحمل شحنات مختلفة.

فعلى سبيل المثال يتكون جزئ كلوريد الصوديوم من أيون ذرة الصوديوم الذى يحمل شحنة موجبة مع أيون الكلور الذى يحمل شحنة سالبة. ويدعم نظرية برزيليوس اقتراح العالم فرانكلاند عام 1852، وذلك بأن ذرة العنصر تمتلك القوة على الاتحاد مع العناصر الأخرى، وتبعاً لذلك فقد وضع فرانكلاند تصورا لتكافؤ العنصر بأنه :

" عدد ذرات الهيدروجين التى يتحد بها ذرة واحدة من العنصر "

فعنصر النيتروجين يكون ثلاثى التكافؤ حيث أنه يتحد مع ثلاث ذرات من الهيدروجين لتكوين جزئ النوشادر  $NH_3$ . كما أن جزئ الماء  $H_2O$  ينتج عن اتحاد ذرة واحدة من الأكسوجين مع ذرتان من الهيدروجين.

وهذه النظرية فشلت فى تفسير بعض الحقائق، فعلى سبيل المثال: يكون عنصر الكربون عدداً من المركبات مع ذرة الهيدروجين وهى:  $(C_2H_2)$  غاز الاستيلين،  $(C_2H_4)$  غاز الايثلين،  $(CH_4)$  غاز الميثان،  $(C_2H_6)$ ، غاز الأيثان وفيها يكون التكافؤ الظاهرى لذرة الكربون هو على الترتيب 1, 2, 4, 3.

ولكن عنصر الكربون وكما هو معروف رباعى التكافؤ. ودفع فشل هذه النظرية كثير من العلماء للبحث عن المزيد من المعلومات فى هذا المجال.

## النظرية الإلكترونية للتكافؤ: Electronic Theory of Valency

اقترح كل من طومسون ودورد فى عام 1904، أن روابط التكافؤ أو ما يسمى بالروابط بين الذرات يمكن أن تتكون بألية يدخل فيها الإلكترونات. فاتحاد الذرات لتكوين الجزيئات يؤكد ما يسمى بقوى التكافؤ. وقد قدم أيبج فى عام 1904 أيضا نوعان من التكافؤات وهما التكافؤ الموجب

والتكافؤ السالب لكل عنصر. التكافؤ الموجب يعتمد على رقم المجموعة للعنصر المدروس، ومجموع تكافؤين يساوي ثمانية وقد سميت هذه الظاهرة بقاعدة الثمانيات.

فالاستقرار الخاص الذى تتميز به الغازات النادرة (الخاملة) وذلك من خواصها الخاملة أعطت إجابة لطبيعة قوى التكافؤ، فالترتيب الإلكتروني لذرات العناصر فى المجموعة الصفرية فى الجدول الدورى يمكن توضيحه فى الجدول التالى :

Element	At. No.	Electronic configuration
Helium	2	2
Neon	10	2, 8
Argon	18	2, 8, 8
Krypton	36	2, 8, 18, 8
Xenon	54	2, 8, 18, 18, 8
Radon	86	2, 8, 18, 32, 18, 8

فالترتيب السابق يوضح أنه بغض النظر عن ذرة الهيليوم، فإن كل ذرة تحتوى فى مدارها الأخير على ثمان إلكترونات بصرف النظر عن كون المدارات الداخلية امتلأت بالإلكترونات أم لا. فاستقرار هذه الغازات الخاملة مرجعة إلى ذلك التركيب الثمانى فى ذرات تلك العناصر.

ولقد تقدم كل من كوسيل ولويس فى عام 1916 (كل منهما على حده) بالنظرية الإلكترونية للتكافؤ آخذين فى الاعتبار أن الذرة تتحد مع ذرة أخرى بطريقة ما، بحيث تصل كلا الذرتين إلى تركيب الغاز الخامل القريب منه، وذلك وصولاً إلى حالة الاستقرار فلقد توصل لانجمير عام (1919) إلى ما يسمى بالرابطة التساهمية، وقد اعتبرت هذه الفكرة امتداداً لما توصل إليه لويس. وقد أعطى بركينز عام (1921) فكرة التناسق (الروابط التناسقية) مفسراً هذا النوع من الرباط على أن زوج الإلكترونات الإلكترونية المستخدم فى تكوين هذا الرباط يكون مأخوذاً من ذرة واحدة من ذرتي الرباط.

وقد فسر ذلك كلا من سليتر، وبولينج وذلك بالاستعانة بما يسمى بنظرية الاوربتال الجزيئى (نظرية M.O).

بالإضافة إلى النظريات التى وضعت لتفسير التكافؤ فإن نظرية " المجال اللايجاندى " (Ligand Field Theory) ونظرية " المجال البلورى " (Crystal Field) من النظريات الهامة التى وضعت لتفسير السلوك الطيفى والمغناطيسى للمترابكات المحتوية على عناصر. ونظرية المجال اللايجاندى وصفها كلاً من " أرجل " و " فان فليك " فى عام (1950).

وهناك ثلاث أنواع من الروابط:

(1) الرابطة الكهربائية أو ما يسمى بالرابطة الأيونية،

(2) الرابطة التساهمية.

(3) الرابطة التناسقية - التساهمية أو ما يسمى " رابطة دتيف " .

### الرابطة الكهربائية أو الرابطة الأيونية : Electro-valent or Ionic bond

شرح كوسيل فى عام (1916) كيفية تكوين الرابطة الكهربائية، وذلك من المفهوم الالكترونى: حيث إن الذرتان المتحدتان تصلان إلى التركيب الالكترونى لأقرب غاز خامل وذلك بفقد أو اكتساب عدداً من الإلكترونات. ومن الخصائص المميزة لتفسير كوسيل أنه يعتمد على الصفات القطبية لكل منهما (لذرتين مختلفتين) فى خصائصها القطبية، فعملية الاتحاد تفقد فيها إحدى الذرات إلكترونات بينما تكتسب الأخرى هذه الإلكترونات.

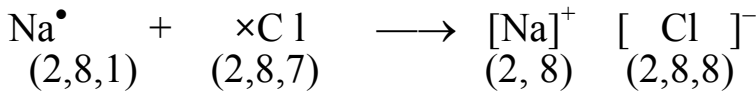
فالعنصر الذى يسبق الغاز الخامل فى الجدول الدورى يمكن أن يأخذ التركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل له، وذلك باكتساب إلكترونات ويعتبر سالباً كهربياً. فالهالوجينات، مثل: الكلور والفلور والبروم واليود التى تسبق الغاز الخامل وتحتاج لإلكترون واحد لاكتمال تركيبها الثمانى. فالكلور تركيبه الإلكترونى هو (2, 8, 7)، وعندما يكتسب إلكترون واحد يتحول إلى أيون الكلوريد السالب الشحنة  $Cl^-$ ، ويكون تركيبه الالكترونى هو (2, 8, 8).



وبالمثل فالعنصر الذى يلى الغاز الخامل يصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل القريب منه بأن يفقد إلكترونات ويتحول بذلك إلى أيوناً موجباً. فعنصر الصوديوم ذو التركيب الإلكتروني (1, 8, 2) يكون أيونات الصوديوم الموجبة ( $\text{Na}^+$ )، وذلك بأن يفقد إلكترونات ويصل إلى التركيب الإلكتروني للغاز الخامل وهو (8, 2). وتتحد حينئذ الأيونات المختلفة الشحنة بالتجاذب الإلكترونياتى ونحصل على التركيب الإلكتروني المستقر كما هو موضح فى المعادلة التالية :

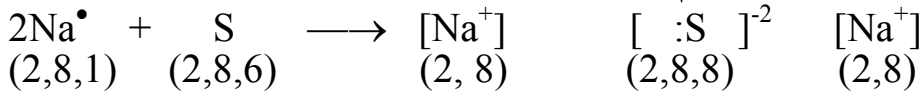


or :

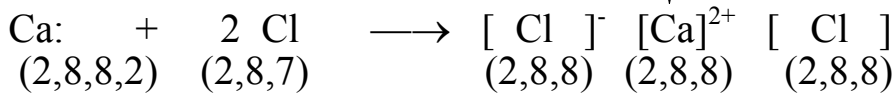


وتبعاً لعدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة تتحدد عدد الشحنات الموجودة على الأيونات الناتجة. وتوجد أمثلة أخرى على المركبات ذات التكافؤ الإلكتروني كما اقترحه كوسيل، ومنها :

#### كبريتيد الصوديوم ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) Sodium Sulphide



#### كلوريد الكالسيوم ( $\text{CaCl}_2$ ) Calcium chloride



### تأثير الزوج الخامل :

أظهر شادويك فى عام (1933) أن الإلكترونات فى المستوى ns فى العناصر التى تقع فى تحت المجموعة IIB إلى VIB فى الجدول الدورى تكون مستقرة لدرجة كبيرة، لذا نجد أن هذه الأصناف تدخل فى رباط بصعوبة

بالغة. وهذا التأثير يسمى تأثير الزوج الخامل، وهذه العناصر تكون مركبات مستقرة بدرجة عالية حيث أنها تأخذ تكافؤاً أقل بوحدتين. فعلى سبيل المثال: يكون عنصر الثاليوم أيونات أحادية  $Tl^+$  وأخرى ثلاثية  $Tl^{+++}$ ، وتكون الأيونات الأحادية أكثر استقراراً عن الأيونات الثلاثية.

ويظهر مدى هذا التأثير في العناصر الثقيلة، فإذا أخذنا عنصرى الرصاص والقصدير في الاعتبار في هذين العنصرين يكون الرصاص  $Pb$  أثقل من القصدير  $Sn$  وعليه يكون  $Sn^{2+}$  أقل استقراراً عن  $Sn^{4+}$ . فخاصية الاختزال لكل من كلوريد القصديروز  $SnCl_2$  وأكسيد القصديروز  $SnO$ ، وكذلك الخاصية التأكسدية لكل من أكسيد البلاستيك ورابع كلوريد الرصاص، تعتبر أمثلة لذلك التأثير.

### طاقة الشبكة البلورية The lattice energy

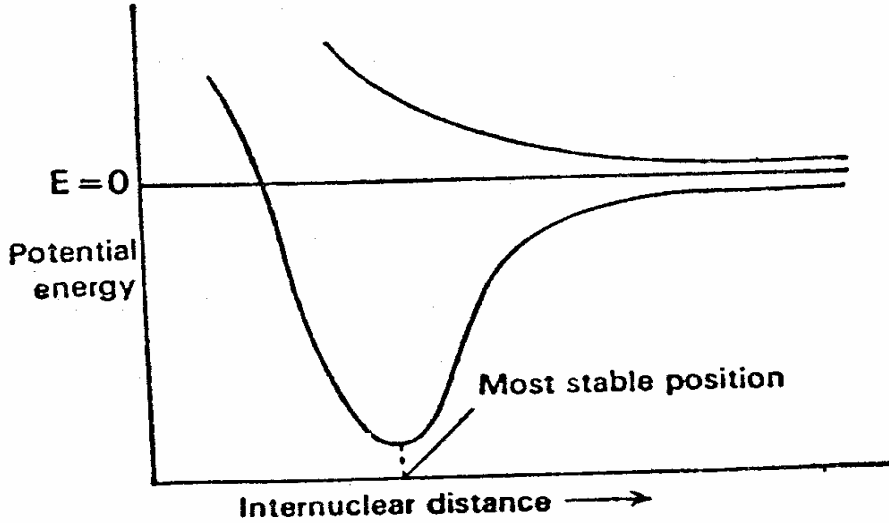
في حالة البلورات الأيونية تكون طاقة الشبكة البلورية هي الطاقة المنطلقة عندما يتحد أيونات غازية موجبة وسالبة مفصولين عن بعضهما بمسافة كبيرة، تتحدان لتكوينان شبكة بلورية متميزة بمسافات بين ذرية وهذه الطاقة يمكن كتابتها على النحو التالي :

$$u = \frac{Z^2 e^2 NA}{r} \left( 1 - \frac{1}{n} \right) \quad (80)$$

حيث (u) هي طاقة الشبكة البلورية، (e) هي وحدة الشحنة الكهربائية، (Z) هي المعامل العام الأقصى لرقم التأكسد للأيونين (N) عدد أفوجادرو (r) هي المسافة بين النواتين (n) ثابت يسمى أس بورن، (A) " ثابت ماديلنج " ويميز قيمة " ثابت ماديلنج " (A) الشكل الهندسى للبلورة.

فصغر قيمة جهد التأين للعنصر الأول، وارتفاع قيمة الميل الإلكتروني للعنصر الآخر، وارتفاع طاقة الشبكة البلورية للمركب كل ذلك يناسب تكوين مركب أيوني ولحساب طاقة تكوين كلوريد الصوديوم فلنعتبر

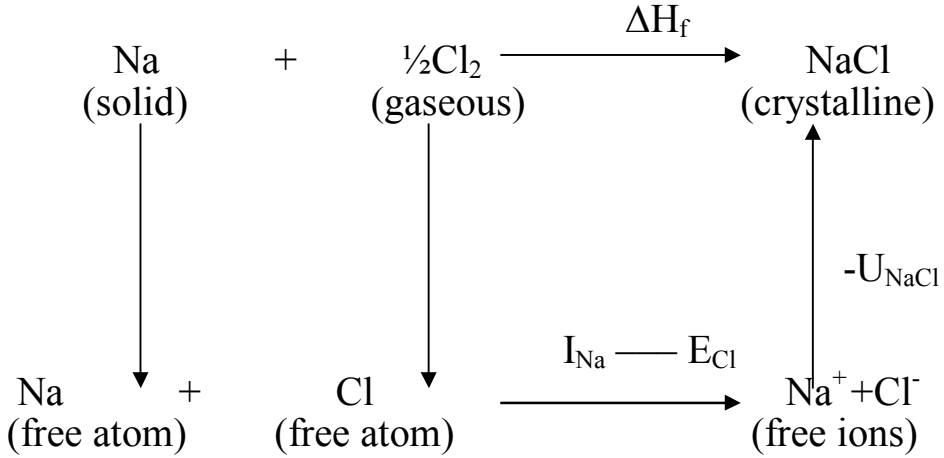
الأيونات كأنها كرات صلبة، وحيث إن المدارات الإلكترونية للأيونين تتداخل فيما بينها يأخذ التغير في الطاقة شكل المنحنى الموضح في الرسم (شكل 22).



شكل (22): التغير في الطاقة المصاحب لاقتراب الأيونين من بعضهما.

لحساب طاقة تكوين جزئ كلوريد الصوديوم؛ فلا بد أن نأخذ في الاعتبار العوامل التالية :

- طاقة تأين الصوديوم  $I_{Na}$ .
  - الميل الإلكتروني للكلور  $E_{Cl}$ .
  - طاقة التفكك لغاز الكلور  $D_{Cl}$ .
  - الطاقة اللازمة لتفكك الصوديوم الصلب إلى ذرات حرة  $S_{Na}$ .
  - الطاقة البلورية لكلوريد الصوديوم  $U_{NaCl}$ .
- كل هذه العوامل يمكن أن ترتبط مع بعضها في دورة بورن - هابر، والتي يمكن تمثيلها كالتالي :



حيث الاشارتين +ve ، -ve تمثلان امتصاص وانطلاق الحرارة على الترتيب،  $\Delta H_f$  هي حرارة تكوين كلوريد الصوديوم. ومن الدورة السابقة وبالاستعانة بقانون هيس للحاصل الحرارى الثابت نحصل على :

$$\Delta H_f = S_{\text{Na}} + D_{\text{Cl}} + I_{\text{Na}} - E_{\text{Cl}} - u_{\text{NaCl}} \quad (81)$$

وإذا حسبنا  $\Delta H_f$  من دورة بورن هابر، فإنها تكون ذات اشارة سالبة، وعليه يكون التفاعل السابق طارد للحرارة. نجد أن المعادلة (80) تعطى القيمة النظرية لطاقة الشبكة البلورية بينما المعادلة (81) فتعطى القيمة العملية (من التجربة) لطاقة الشبكة البلورية من هاتين القيمتين يمكن مقارنة طاقة الشبكة البلورية للبلورات المدروسة.

### التغيرات فى الطاقة المصاحب لتكوين رابطة كهربية أو أيونية :

لتكوين رابطة أيونية من الضرورى أن تكون العناصر فى الصورة الأيونية. ويتساوى عدد الشحنات الموجبة (+ve) مع عدد الشحنات السالبة (-ve) لتكوين المركب المدروس. ويصاحب تكوين الرابطة الأيونية تغيراً فى الطاقة، والمعادلة (81) تعتبر من العلاقات المهمة فى حالة المواد البلورية وتعطى طريقة لحساب كل من الميل الالكترونى، جهد التأين، وكذلك طاقة الشبكة البلورية إذا عرفت القيم الأخرى.

### مثال (1)

احسب الميل الإلكتروني لذرة الكلور من المعلومات التالية :

حرارة التكوين القياسية لكلوريد البوتاسيوم

$$\Delta H_f^\circ = -105 \text{ kcal mol}^{-1}$$

حرارة التسامي للبوتاسيوم  $S_k$

$$S_k = +21.7 \text{ kcal g. atom}^{-1}$$

حرارة التفكك للكلور  $D_{Cl}$

$$D_{Cl} = \frac{57.8}{2} \text{ Kcal mol}^{-1} = 18.9 \text{ kcal mol}^{-1}$$

جهد التأين للبوتاسيوم  $I_k$

$$I_k = 99.6 \text{ Kcal gm atom}^{-1}$$

طاقة الشبكة البلورية لكلوريد البوتاسيوم  $u_{KCl}$  (نظرياً)

$$u_{KCl} = -163.2 \text{ Kcal mol}^{-1}$$

الحل :

وبالتعويض عن القيم السابقة في العلاقة :

$$\Delta H_f = S_k + D_{Cl} + I_k - E_{Cl} - u_{KCl}$$
$$-105.1 = 21.7 + 18.9 + 99.8 - E_{Cl} - 163.2$$

$$E_{Cl} = 255.2 - 163.2 = 92.0$$

∴ الميل الإلكتروني لذرة الكلور تكون قيمته هي  $92.0 \text{ kcal gm atom}^{-1}$

### مثال (2)

احسب الميل الإلكتروني لذرة البروم باستخدام القراءات التالية :

حرارة التكوين القياسية لـ  $NaBr$

$$\Delta H_f = -86.0 \text{ kcal mol}^{-1}$$

حرارة التسامي لذرة الصوديوم  $Na$

$$S_{Na} = 26.0 \text{ kcal g. atom}^{-1}$$

حرارة التفكك للبروم  $Br$

$$D_{Br} = 120.0 \text{ kcal mol}^{-1}$$

جهد التأين لذرة الصوديوم

$$I_{Na} = 23.0 \text{ kcal g. atom}^{-1}$$

طاقة الشبكة البلورية ل NaBr

$$u_{\text{NaBr}} = -17.5 \text{ kcal g. mol}^{-1}$$

**الحل:** لجزئ بروميد الصوديوم NaBr تبعا لدورة بورن هابر يمكن تطبيق

المعادلة التالية :

$$\Delta H_f = S_{\text{Na}} + D_{\text{Br}} + I_{\text{Na}} - E_{\text{Br}} - u_{\text{NaBr}}$$

$$-86.0 = 26 + 23 + 120 - E_{\text{Br}} - 175$$

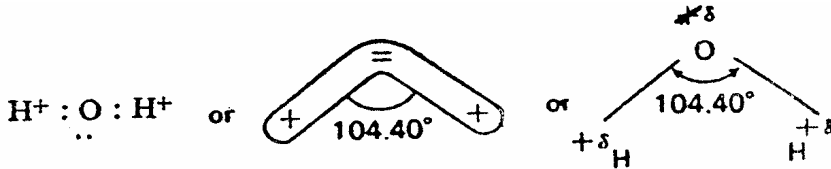
$$E_{\text{Br}} = 169 + 86 - 175$$

$$= 80.00$$

الميل الإلكتروني للبروم يكون  $80 \text{ kcal g. atom}^{-1}$

### التجاذب الالكتروستاتيكي المتنوع :

يوجد عدد من القوى الالكتروستاتيكية التي تعتبر أضعف من تلك الموجودة في المركبات الأيونية ويتضمن ذلك مركبات ثنائية القطب، ويرجع هذا إلى الاختلاف في توزيع الشحنات بين ذرات الجزئ الواحد. وعلى سبيل المثال: إذا أخذنا الماء في الاعتبار، نجد أن الأكسوجين يحمل شحنة سالبة بينما الشحنة الموجبة تتركز على الهيدروجين ونتيجة لهذا الاختلاف في التوزيع للشحنات نحصل على مركبات ثنائية القطب كما هو واضح في الشكل (23). وهذه الطبيعة ثنائية القطب لجزئ الماء ينتج عنها تجاذب بين جزيئات الماء المتعادلة والجزيئات الأخرى.



شكل (23): جزئ الماء كجزئ ثنائي القطب

وتتجمع هذه الجزيئات بدون أي مساهمة أو انتقال إلكتروني ومن هذه التجاذبات نحصل على النماذج التالية :

### (1) تجاذبات بين جزيئات ثنائية القطب وأخرى ثنائية القطب :

ويحدث التجاذب بين جزيئين ثنائيي القطب برابطة هيدروجينية وفيها تتجذب النهاية الموجبة لأحد الجزيئات مع النهاية السالبة لجزئ آخر. ويحدث

هذا إما بين جزيئات من نفس النوع أو بين جزيئات لمركبات مختلفة، والتجاذبات في هذه الأنواع ليست كبيرة بدرجة كافية لكي تؤثر في الضغط البخاري ونقطة الغليان للمركب المدروس.

### (2) تجاذب بين أيون وجزيئ ثنائي القطب :

يمكن للجزيئات ثنائية القطب القوية (مثل: الماء أو الأمونيا) أن تتجذب إلى الأيونات الموجبة أو السالبة، فالهيدراتات أو الأمونيات تمثل هذا النوع من التجاذب. وفي ذلك، تتصل الأمونيا أو الماء مع أيونات العنصر مذاوية الأيونات والظواهر المشابهة لذوبان المواد الأيونية في المذيب القطبي تعتمد على هذه الخاصية.

### (3) التجاذب بين الأيون وثنائي القطب المستحث :

في بعض الجزيئات ذات التركيب الإلكتروني القابل للتشوه يلاحظ أنه إذا اقترب منها أيونات موجبة الشحنة أو سالبة الشحنة تحدث بها بعض القطبية، وينشأ بذلك تجاذباً بين الأيون وثنائي القطب المستحث ويتكون ثلاثي اليوديد ( $I_3^-$ ) بهذه الطريقة.

### (4) التجاذب بين ثنائي القطب وبين ثنائي القطب المستحث :

يمكن لجزيئات ثنائية القطب القوية أن تستحث جزيئات ثنائية القطب وذلك في المواد التي يصل فيها الترتيب الإلكتروني للتشوه كما يحدث في الأيونات. وفي هذه الحالة تنشأ قوى تجاذب أقل من تلك الحادثة بين أصناف الأيون المستحث هيدراتات الغازات الخاملة وديوتيراتاتها تعتبر أمثلة على ذلك.

### (5) التجاذب بين الثنائي القطب المستحث وثنائي القطب :

هذا النوع من التجاذبات سببه عدم الانتظام في ثنائيات القطب الناتجة من استمرار التغير في قوة تركيز الشحنات في الأجواء الإلكترونية. وتكون الطاقة في هذه الحالة صغيرة.

وهذه القوى مسؤولة عن إسالة الغازات الخاملة. وقد تبين وجود هذا النوع من التجاذب بين كل الذرات والجزيئات بغض النظر عن وجود أي أنواع أخرى من الروابط.

## خصائص المركبات الكهربية أو الأيونية :

على الرغم من قلة وجود الروابط الأيونية، يوجد هناك عدد كبير من المركبات الأيونية. ويمكن تلخيص بعض الخصائص التي تمتاز بها هذه المركبات على النحو التالي :

- 1- المركبات الأيونية تكون شديدة الصلابة وتكون درجات انصهارها وجليانها عالية. وتزداد الصلابة بانتظام كلما قلت المسافة بين الأيونات.
- 2- المركبات الأيونية تنتج بللورات تكون رديئة التوصيل للكهربية فى الحالة الصلبة، فى حين أن هذه المركبات تكون جيدة التوصيل الكهبرى فى الحالة المنصهرة أو فى المحاليل.
- 3- حيث إن المتشابهات تذيب بعضها بعضاً، فإن المركبات الأيونية تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء ولكنها لاتذوب فى المذيبات العضوية غير القطبية
- 4- عند فحص المركبات الأيونية بأشعة إكس، فقد وجد أن هذه المركبات تتواجد فى الصورة الأيونية حتى فى الحالة الصلبة وليست فى الصورة الجزيئية.
- 5- تفاعلات المركبات الأيونية تكون سريعة جدا حيث أنه يكفى التفاعل حدوث التصادمات بين المتفاعلات، ونتيجة للسرعة الفائقة لتلك التفاعلات فإنه يصعب قياس سرعة هذه التفاعلات ودراستها.
- 6- المركبات الكيميائية الأيونية التى تتشابه فى تركيبها الإلكتروني يتضح فيها الظاهرة التشاكية أو التشابه البلورى. فعل سبيل المثال: تتشابه بلورياً مركبات كل من فلوريد الصوديوم (NaF) (2,8) وأكسيد الماغنسيوم (MgO) (2, 8, 8) وكبريتيد البوتاسيوم (2,8,8) (K<sub>2</sub>S).

## قواعد فاجان Fajan's Rules

اقترح فاجانز قواعد للتحكم فى سهولة تكوين الأيونات وترتبط هذه القواعد بما يسمى الحجم الذرى حيث أنها تعتبر مقياساً تقريبياً لحجم ذرة العنصر.



عندما تقترب الأيونات  $A^+$ ،  $B^-$  من بعضهما على طول المسافة المتزنة فإن الرابطة التي تحدث بينهما تعتمد على تأثير الأيون الأول على الأيون الآخر. يجذب الأيون الموجب الشحنة الإلكترونية الموجودة على الأيون السالب الشحنة ويتنافر مع النواة، وهذا يؤدي إلى حدوث استقطاب على الأيون السالب فإذا كان الاستقطاب صغيراً أدى ذلك إلى تكوين رابطة أيونية.

أما إذا كان الاستقطاب كبيراً، فإنه ينتج عن ذلك رابطة تساهمية وعموماً تزداد قوة الاستقطاب كلما قل حجم الأيون، بينما تزداد الشحنة، وعليه فإن الظروف التي تتناسب تكوين رابطة تساهمية هي :

(i) الكاتيون يكون صغيراً.

(ii) الأنيون يكون كبيراً.

(iii) تكون الشحنة على كلا الأيونين كبيرة.

(iv) الكاتيونات التي ليس لها تركيب الغاز الخامل تكون أنسب من الكاتيونات ذات التركيب الثماني.

فالانتقال من الرابطة الأيونية إلى الرابطة التساهمية يكون مصحوباً بنقصان في التوصيل الكهربى للمركب.

كما أنه يكون مصحوباً أيضاً بانخفاض في نقطة الانصهار ونقطة الغليان للمركب المدروس.

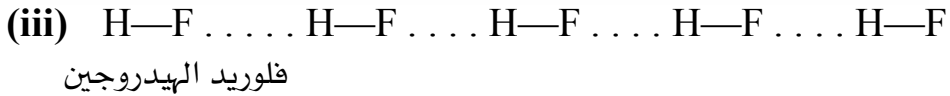
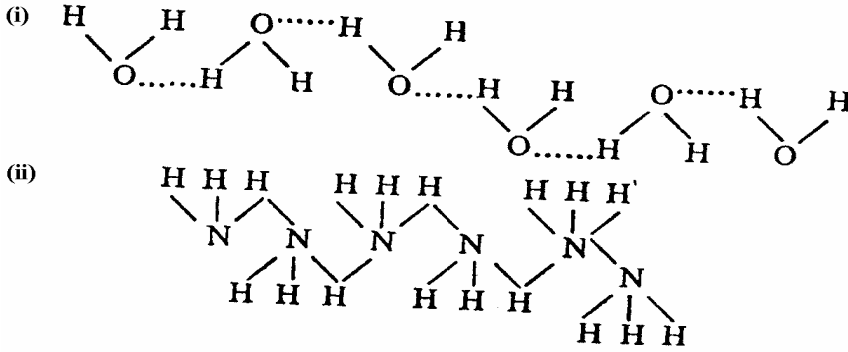
ويعتبر تغيير اللون للمركب الصلب عن لون مكوناته دليلاً على تكوين رابطة تساهمية.

يعتبر التغيير في اللون والنتاج عن أنيونات ذات قطبية عالية ويمكن مقارنتها بتلك الناتجة عن إلكترونات غير متزاوجة في أيونات العناصر الانتقالية والانتقالية الداخلية.

## الرابطة الهيدروجينية Hydrogen - Bonding

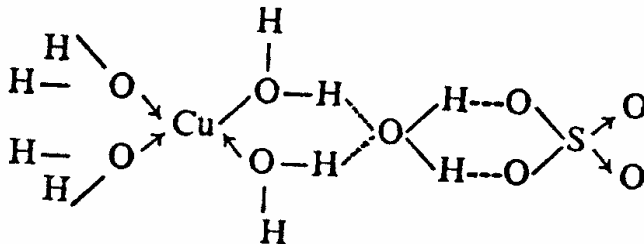
وجد أن الهيدروجين في بعض الجزيئات، مثل: الماء والأمونيا لديه القدرة على تكوين رابطة ضعيفة حيث توجد قوى تجاذب الكتروستاتيكي بينها

وبين معظم العناصر الكهروسالبية خصوصاً النيتروجين، والأكسجين، والفلور. وهذا النوع من الرباط يسمى " الرباط الهيدروجيني " ويمكن تمثيله كما يلي فى جزيئات الماء، والنوشادر وفلوريد الهيدروجين.



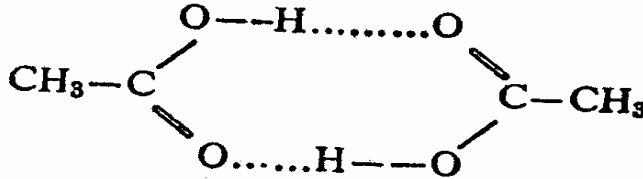
شكل (24): أمثلة على الرباط الهيدروجيني (i)  $H_2O$ , (ii)  $NH_3$ , (iii)  $HF$

ونتيجة لهذه الروابط الهيدروجينية تتواجد كلا من الماء، الأمونيا وفلوريد الهيدروجين كجزيئات متجمعة، ونتيجة لذلك تكون هذه المواد أقل تبخيرا عن الجزيئات التى توجد منفردة. وتوضح صحة الآلية الإلكترونية لتكوين الرباط الهيدروجيني من الحقيقة القائلة بان  $A-H \dots B$  يتكون بسهولة اكبر إذا كان كلا من  $A$ ،  $B$  لها سالبية كهربية عالية. تتواجد الروابط الهيدروجينية أيضا مع بعض الكبريتات المهددة (حيث ترتبط أيونات الكبريتات بأيونات العنصر المماهة كما هو الحال فى كبريتات النحاس  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . ويمكن توضيح ذلك فى الشكل المرافق شكل (25).



شكل (25): الرابطة الهيدروجينية فى كبريتات النحاس المائية.

وتوجد كبريتات أخرى لبعض العناصر تشبه كبريتات النحاس المائية.  
بعض المركبات العضوية، مثل: حمض الخليك، يوجد على هيئة دايمر  
(جزيئان متحدتان مع بعضهما فى صورة دايمر) وهذه أيضا دليلا على تواجد  
الروابط الهيدروجينية شكل (26).



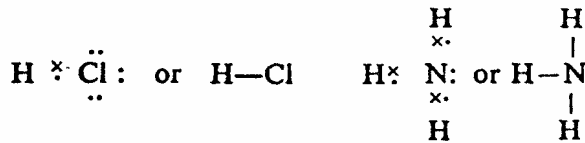
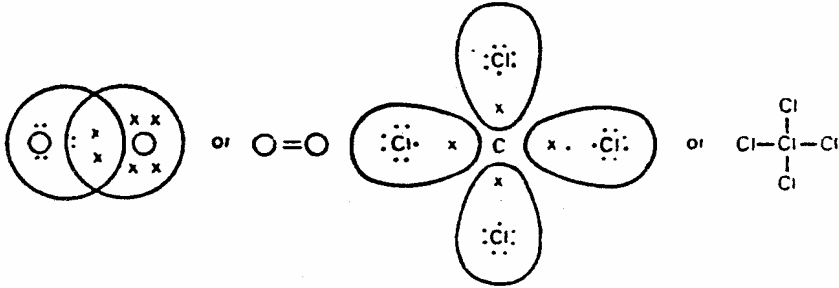
شكل (26): جزيئين من حمض الخليك فى البنزين (دايمر) وهذا يرجع إلى وجود الرابطة  
الهيدروجينية.

وتلعب ظاهرة الروابط الهيدروجينية دوراً بارزاً فى طريقة تذويب  
السكريات وكذلك المركبات الهيدروكسيلية فى الماء. وفى هذه الحالة  
يتكون هناك رباط هيدروجينى بين مجموعة ال-OH فى المركبات العضوية  
وبين الماء H<sub>2</sub>O حيث أن الماء لها خاصية الروابط الهيدروجينية وقيمة ثابت  
العزل لها عالية كما أنها تستخدم كمذيب عام.

## الروابط التساهمية Covalent bond

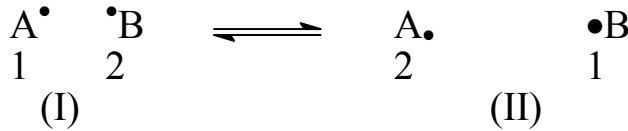
تكوين العديد من المركبات لايمكن تفسيره بمساعدة الرباط الأيونى.  
وهذه المركبات هى مركبات لا إلكترونتية، ولنأخذ مثلاً على ذلك: هو  
رابع كلوريد الكربون CCl<sub>4</sub> وفيه الذرات المرتبطة تكون كلها متشابهة  
وليس من بينها ما يتوقع أن يفقد أو يكتسب إلكترونات. كل زوج من  
الإلكترونات المشارك يكونا رباطا واحدا. أما إذا ساهم زوجان من  
الإلكترونات فإنها تعطى رابطة مزدوجة. وإذا كانت المشاركة أو المساهمة  
فى تكوين الرباط بين ثلاث أزواج من الإلكترونات فإن ذلك ينتج رباط ثلاثى.  
ولتوضيح كيفية تكوين هذه المركبات فلقد تقدم لويس عام (1912)  
بفكرة أن الذرات تحصل على تركيب الغاز الخامل القريب منها ليس بفقد أو  
اكتساب إلكترونات ولكن بالمساهمة أو المشاركة بالإلكترونات فجزئيات

رابع كلوريد الكربون ( $\text{CCl}_4$ )، الأوكسجين ( $\text{O}_2$ )، حمض الهيدروكلوريك ( $\text{HCl}$ )، الأمونيا ( $\text{NH}_3$ ) كلها مبنية على هذه الفكرة وهي موضحة فى الشكل (27).

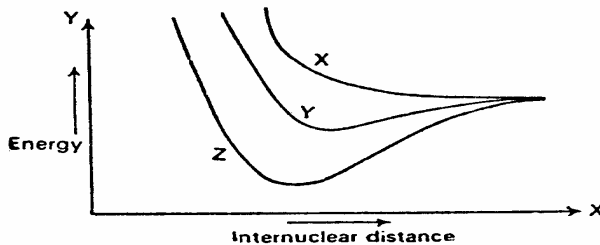


شكل (27): أمثلة على الروابط التساهمية

إذا أخذنا فى الاعتبار جزئ ثنائى الذرة AB حيث ترتبط الذرتان برابطة تساهمية فيما بينهما، يكون للجزئ تركيبان مترددان (I)، (II).



إذا طبقنا علم ميكانيكا الكم للحصول على دوال الموجة والطاقات لكلا من هذين المركبين. على اعتبار كل واحد منهم على حدة أو للمركبين مرة واحدة تكون النتائج التى نحصل عليها كما هو مبين بالرسم فى شكل (28).



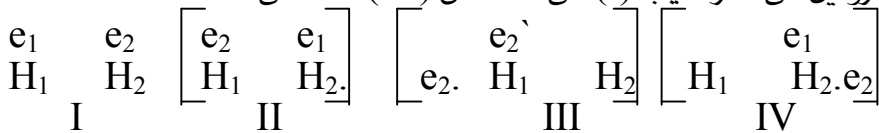
شكل (28)

الخط " y " يبين التغير في الطاقة مع التغير في المسافة بين الجزيئين وهي نفسها للتركيب I ، II وإذا أتيج للمركبان (I) ، (II) أن نأخذهما في الاعتبار معاً، بمعنى أن النظام يسمح له بالرنين وعليه نحصل على الخطين (X) ، (Z) للحالتين على الترتيب: (i) إلكترونان يكون لهما غزل متوازي (في اتجاه واحد). (ii) الإلكترونان لهما غزل متعاكس وواضح أن الخط Z يعطى للحالة الأكثر استقراراً (أكثر احتمالاً) للجزئ. وعلى العموم يمكن القول بأن طاقة الرابطة التساهمية مرجعها الأساسي إلى التركيبات الرنانة وأن التركيب المستقر هو ذلك التركيب الذي يمتلك إلكترونات مزدوجة.

### طريقة الرابطة التساهمية :

تبعاً لنظرية الرابطة التساهمية، يوصف الرباط التساهمي في الجزيئات والأيونات المترابطة بطريقة كمية، وعليه فقد تقرر أن هناك تداخلات للأوربتالات الذرية عند تكوين الرابطة. وتبعاً لهذه النظرية، فإن كل ذرة تستخدم إلكترونات في واحد أو أكثر من أوربتالاتها الموجودة في مدار التكافؤ لتكوين الرابطة التساهمية. وتبعاً لهذه الطريقة فإن موضع الإلكترون في الجزئ يمكن وصفه بالأوربتالات الذرية. وهذه الطريقة يمكن تقريرها إذا أخذنا في الاعتبار مثال: جزئ الهيدروجين، حيث يحتوي جزئ الهيدروجين على بروتونين  $H_1^+$  ،  $H_2^+$  وإلكترونان  $e_1^-$  ،  $e_2^-$ .

ولكى نصف هذا الجزئ يمكن القول بأن  $e_1^-$  تحتل الأوربتال 1s لذرة الهيدروجين (1) بينما  $e_2^-$  تحتل أوربتال 1s في ذرة الهيدروجين رقم (2)، نعطي للأوربتال 1s لذرة الهيدروجين رقم (1) الرمز  $S_1$  أما أوربتال (1s) لذرة الهيدروجين التالية رقم (2) الرمز  $S_2$ ، وتصف الدالة  $\psi_1$  مواضع هذين الإلكترونين في التركيب (I) في الشكل (29) كالتالي :



شكل (29): الأربع تركيبات الممكنة لجزئ الهيدروجين (1)  $S_1$  (2)  $S_2$   $\psi_1 = S_1$

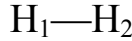
حيث إن الرمز  $S_1(1)$  يرمز إلى الحقيقة القائلة بأن  $e_1$  يكون فى الأوربتال  $\psi_1$ ،  $S_1$  ترمز إلى أوربتالات كلا الإلكترونان. وتتكون دالة الإلكترونان كنتيجة لدالة الإلكترون الواحد. والإمكانية الأخرى للمركب هو II حيث يحدث تبادل للإلكترونان ومواضع الإلكترونات يكون.

$$\psi_2 = S_1(2) S_2(1)$$

وهاتين الحالتين تكونان متساويتان فى الاحتمال، ويمكن الحصول على نموذج أكثر وضوحاً وذلك بالأخذ فى الاعتبار التركيبين I، II. والدالة  $\psi$  التى تصنف مواضع الإلكترونان تتكون نتيجة للدمج الخطى لكل من  $\psi_1$ ،  $\psi_2$ .

$$\begin{aligned}\psi &= a_1\psi_1 + a_2\psi_2 \\ &= a_1[S_1(1) S_2(2)] + a_2[S_1(2) S_2(1)]\end{aligned}$$

وهكذا فإن دالة الموجة تصف الإلكترونان فى التركيب التساهمى :



ويمكن الحصول على نموذج آخر أكثر وضوحاً، وذلك بالأخذ فى الاعتبار المركبين III، IV بمعنى أن :

$$\begin{aligned}\psi_3 &= S_1(1) S_1(2) \\ \psi_4 &= S_2(1) S_2(2)\end{aligned}$$

والدالة الجديدة لجزئى الهيدروجين يمكن وصفها على أنها دمج خطى للدوال الأربعة  $\psi_1$ ،  $\psi_2$ ،  $\psi_3$ ،  $\psi_4$ .

$$\psi = a_1\psi_1 + a_2\psi_2 + a_3\psi_3 + a_4\psi_4$$

ولحل معادلة شرودنجر لهذه القيمة من دالة الموجة فإن طاقة الرابطة لجزئى الهيدروجين تصير  $-92 \text{ kcal/mol}$  وهذه القيمة تتفق جيداً مع القيمة الناتجة بالتجربة وهى  $-109.5 \text{ kcal/mole}$ .

### التغيرات فى الطاقة المصاحبة لتكوين الرابطة التساهمية :

طاقة الرابطة للجزئى ثنائى الذرة تعنى حرارة تكون الجزئى من مكوناته الذرية. فعلى سبيل المثال: إذا كانت Q هى طاقة الرابطة لجزئى HCl، فإنه يمكن أن تكتب فى الصورة التالية :

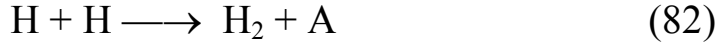


وعادة فإن Q لا يمكن قياسها مباشرة، وللحصول عليها يمكن إجراء طريقة غير مباشرة.

وفى هذه الحالة يمكن دراسة وقياس حرارة تحويل كل من الهيدروجين والكلور إلى ذرات مثل :



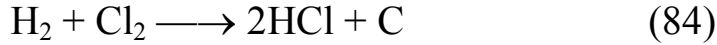
أو :



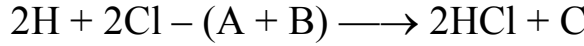
أو :



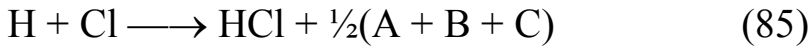
ويمكن قياس حرارة التفاعل التالى :



باستخدام المعادلات (81)، (82)، (83) نحصل على المعادلة التالية :



أو :



بمقارنة المعادلتين (84)، (85) نحصل على :

$$Q = \frac{1}{2}(A + B + C)$$

وحيث إنه يمكن قياس قيم كل من A ، B ، C بسهولة، فإن Q يمكن حسابها بسهولة أيضاً.

### الحد الأقصى للإسهام Covalency Maximum

أشار شادويك فى عام (1933) من الوجة الكيميائية البحتة إلى أن أقصى عدد من الروابط التساهمية والتي يمكن للعنصر أن يساهم بها تعتمد على العدد الذرى للعنصر.

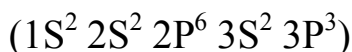
والجدول (1) يعطى الحد الأقصى للإسهام الذى وضعه شادويك للعناصر.

جدول (1): قائمة شادويك للحد الأقصى للإسهام

Element	Atomic number	Maximum covalency
Hydrogen	1	1
First short period (Li-F)	3-9	4
Second short period (Na-Cl) and First long period (K-Br)	11-35	6
Second long period (Rb-I) and Third long period (Cs-At)	37-85	8

وفى الحقيقة، فإنه لا يمكن الوصول إلى الحد الأقصى للإسهام للعنصر الواحد، فعنصر الهيدروجين يكون محددًا بالإسهام (1) حيث أنه يحتوى على أوربتال واحد مستقر وغير مكتمل وهو الأوربتال (1S)، ولاستكمال هذا الأوربتال يتطلب الأمر إلكترون واحد.

والعناصر من الليثيوم إلى الفلور تحتوى على أربعة أوربتالات ( واحد 2S، ثلاثة 2P) حيث أنها تأخذ حد أقصى للإسهام (4). وهكذا بالمثل يمكن معرفة العناصر الأخرى فعنصر الفوسفور يمتلك التركيب الإلكتروني التالى :



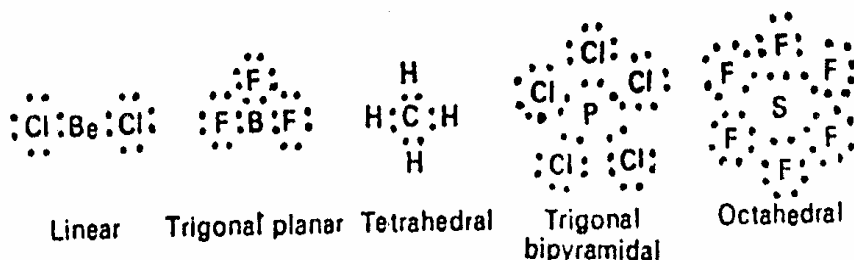
إذا حدث أن أثير إلكترون من 3S إلى واحد من الأوربتالات الفارغة وهكذا يكون لهذا العنصر خمسة إلكترونات غير متزاوجة بينما النيتروجين من جهة أخرى لا يمكن أن تكون لها أكثر من ثلاثة إلكترونات منفردة وهذا يكون لأنه فى حالة الفوسفور لا يحدث تغير فى رقم الكم الأساسى وهذا لا يتطلب كمية كبيرة من الطاقة بينما فى النيتروجين إذا أريد إثارة أحد الإلكترونات 2S فإن هذا معناه تغير فى رقم الكم الأساسى وهذا يتطلب كمية كبيرة من الطاقة وهكذا يعتمد الحد الأقصى لعدد الإسهامات لذرة العنصر على عدد الإلكترونات المزدوجة الموجودة كما أنه يعتمد على عدد الأوربتالات الفارغة والمتاحة فى مدار التكافؤ.



## الكيمياء الفراغية للجزيئات :

تم التعرف على أشكال الجزيئات عن طريق علماء الكيمياء العضوية فى منتصف القرن التاسع عشر وقد تم التأكد من هذه النتائج عن طريق بعض التقنيات الحديثة، مثل: طيف الامتصاص للجزيئات، وأشعة أكس، وانتشار النيوترونات والإلكترونات وكذلك الميكروسكوب الإلكتروني. وقد أتاحت هذه الدراسات التعرف على المزيد من المعلومات عن أشكال الجزيئات وبتقدم المعرفة فى هذا المجال وهو مجال أشكال الجزيئات، أمكن التحقق من أن أشكال الجزيئات تأتي من التحوير فى الروابط التساهمية فى مختلف الاتجاهات فى الفراغ.

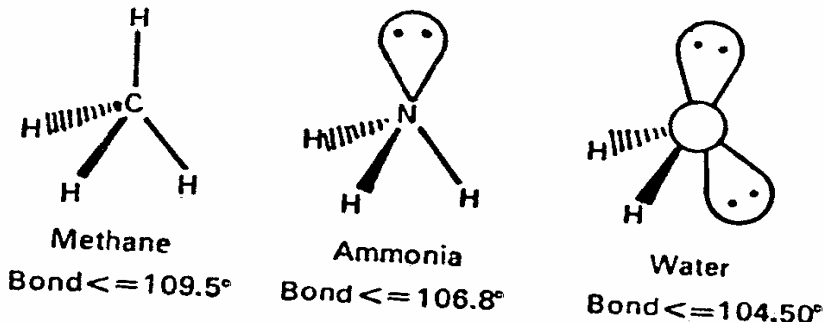
والعامل المتحكم فى شكل الجزيء هو الذرة المركزية والمرتبطة بإثنان أو أكثر من الذرات، ويتحدد شكل الجزيء من فرضية التناظر بين الإلكترونات فى مدار التكافؤ والمسمى فرض VSEPR وأيضا من التطبيقات على نظرية رابطة التكافؤ والتي يرمز لها بالرمز (VSEPR). وتقرر نظرية (VSEPR) أن أزواج الإلكترونات فى مدار التكافؤ للذرة المركزية يأخذ أوضاع متباعدة عن بعضها بقدر الإمكان، ويمكن القول بأن ذلك يأتى نتيجة للتناظر بين أزواج الإلكترونات، أو أنها نتيجة لتطبيق مبدأ باولى للاستبعاد واتخاذ مواضع مختلفة وبعيدة عن بعضها البعض بقدر الإمكان يؤدي إلى بعض الترتيبات المتماثلة لأزواج الإلكترونات، وفى الصورة التالية ترسم أشكال الجزيئات من نظرية (VSEPR) هناك خمس أشكال مختلفة ويعتمد الشكل الناتج على عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية.



شكل (30)

وللتعرف على أشكال الجزيئات أمثال  $\text{BeCl}_2$  ،  $\text{BF}_3$  ،  $\text{CH}_4$  ،  $\text{PCl}_5$  ،  $\text{SF}_6$  ، نكتب التركيب الإلكتروني لهذه المركبات بالنقط. نعد عدد أزواج الإلكترونات في مدار التكافؤ للذرة المركزية ونتخيل أن هذه الأزواج تحورت في الفراغ في وضع متماثل. فمثلاً نجد أن جزيئ كلوريد البيريليوم  $\text{BeCl}_2$  يتواجد كجزيئ خطي، وذلك لأن الزوجان من إلكترونات التكافؤ على ذرة البيريليوم تعملان زاوية  $180^\circ$  مع بعضها البعض، وترتبط ذرتا الكلور تبعاً لهذا الوضع، وبالمثل نجد أن المركبات التالية  $\text{BF}_3$  ،  $\text{CH}_4$  ،  $\text{PCl}_5$  ،  $\text{SF}_6$  ، تأخذ الأشكال التالية على التوالي II ثلاثي التماثل، III رباعي السطوح أو رباعي الأوجه، IV ثلاثي التماثل ثنائي الهرم، V ثماني السطوح. كما هو موضح في الشكل رقم (30).

وتستخدم طريقة (VSEPR) لتحديد أشكال الجزيئات والتي يوجد بها زوج أو أكثر من الإلكترونات في مدار التكافؤ للذرة المركزية غير مرتبط بالذرات الأخرى ويمكن الأخذ في الاعتبار جزيئ الماء والأمونيا كمثال على ذلك :



شكل (31): الثلاث جزيئات بأزواج الإلكترونات المتوحدرة توضح الترتيب رباعي الأوجه لأزواج الإلكترونات.

فالذرة المركزية في كل من الأمونيا والماء تحتوي على أربعة أزواج، وهذه الأزواج الأربعة تترتب بطريقة رباعية الأوجه حول الذرة المركزية. ومن التجربة وجد أن شكل جزيئ الأمونيا يكون هرمياً. أما جزيئ الماء فهو محنى أو ملوى. زوايا الرابطة لكل من الأمونيا والماء ليست رباعية كما هو الحال في جزيئ

الميثان. ويمكن تفسير ذلك بأنه فى جزئى الميثان ترتبط الأربعة أزواج من الإلكترونات بذرات الهيدروجين الأربعة؛ أى إنه فى الميثان تتساوى الأربعة أزواج من الإلكترونات وتكون متكافئة تماماً.

أما فى جزئى النوشادر فتكون الثلاثة أزواج من الإلكترونات متكافئة، أما الزوج الرابع فهو زوج متوحد من الإلكترونات المتكافئة، فالزوج المتوحد ليس لديه نواة موجبة على الجانب الآخر له، ولذلك تحتل مساحة أكبر على ذرة النيتروجين أكثر من الزوج المرتبط، ونتيجة للتناظر الإلكتروستاتيكي فتدفع قوة التناظر الزوج المرتبط بحيث تقترب من بعضها البعض. ولذلك تقل زوايا الرباط H--N--H عن زوايا الشكل رباعى الأوجه كما هو الحال فى جزئى الميثان. ويمكن القول بصفة عامة: بأن التناظر بين الأزواج المتوعدة والأزواج المرتبطة يكون أكبر من قوة التناظر بين الأزواج المرتبطة والأزواج المرتبطة، وعليه فإنه للتناظر على المكان فى الذرة المركزية فتناظر الأزواج المتوعدة مع الأزواج المرتبطة تتسبب فى إزاحتها قليلاً. ففى جزئى الماء حيث يوجد زوجان من الإلكترونات المتوعدة يكون التناظر أكثر حدة فكل زوج من الإلكترونات المتوعدة يتوقع لها أن تأخذ مساحة أكبر من الزوج المرتبط، حيث أن الشحنات السالبة للأزواج المرتبطة تتعادل جزئياً بأنوية ذرات الهيدروجين.

وهكذا يودى ذلك الترتيب إلى جعلهم قريبين من بعضهم البعض وذلك كما هو موضح فى شكل (31).

وهكذا، وتبعاً لفرضية (VSEPR) يوجد أربعة أزواج من الإلكترونات حول الذرة المركزية وتحتل مواضع الشكل رباعى الأوجه، ولكن الترتيب المتمائل يمكن توجيهه وبذلك يكون التناظر بين أزواج الرابطة بعضهم مع بعض أقل من التناظر الحادث بين أزواج الرابطة والأزواج المتوعدة من الإلكترونات المتكافئة وبالتالي تقل عن قوى التناظر بين الأزواج المتوعدة بعضها البعض أى أن قوى التناظر تتبع الترتيب التالى :

$$(bp - bp < bp - lp < lp - lp)$$

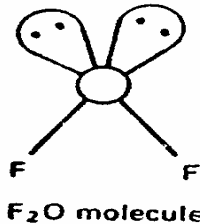
والخطوط الإرشادية التالية يمكن أن تفيد في التعرف على أشكال  
الجزئيات البسيطة :

- (1) تكتب التركيب الإلكتروني المعبر عنه بالنقط للجزئ أو الأيون.
- (2) يحدد العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوحددة وكذلك أزواج  
الإلكترونات المستخدمة في رابطة ( $\sigma$ ) سيجما حول الذرة المركزية وذلك  
من التركيب الإلكتروني المعبر عنه بالنقط في (1).  
العدد الكلي للأزواج = أزواج الرابطة  $\sigma$  + أزواج الإلكترونات المتوحددة  
حول الذرة المركزية.
- (3) نستخدم الأزواج من الإلكترونات وذلك للتعرف على عملية التهجين وعلى  
الشكل العام للجزئ على اعتبار أن هذه الأزواج سوف تتكيف في الفراغ  
بشكل متماثل كلما أمكن ذلك.
- (4) لوصف أشكال الجزئيات فلا بد من ربط الأوضاع الفضائية للذرات مع  
الشكل الهندسي للجزئ.

**مثال :** اكتب شكل الجزئ  $F_2O$  ؟

**الحل :**

- (i) التركيب الإلكتروني معبرا عنه بالنقط  $F : O : F$
- (ii) العدد الكلي للأزواج  $= 2 + 2 = 4$   
( حول الذرة المركزية )
- (iii) الشكل الرباعي الأوجه  $SP^3$
- (iv) الشكل يكون كالتالي وهو الشكل الزاوي (**angular**).



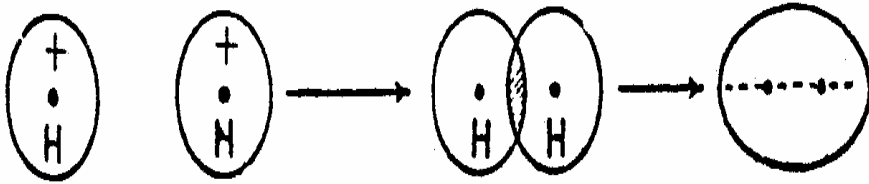
جزئ  $F_2O$

### تداخل الأوربتالات الذرية أو عملية التهجين :

عند خلط أوربتالين أو أكثر مختلفين اختلافاً بسيطاً عن بعضهم فى الطاقة فإنه ينتج عن ذلك أوربتالات جديدة تسمى الأوربتالات المهجنة ويكون عدد الأوربتالات المهجنة مساويا لعدد الأوربتالات الداخلة فى عملية التهجين. ففى الأوربتالات المهجنة فإن السحابة الإلكترونية (الموجات الإلكترونية) لكل أوربتال تتناظر مع الموجات الإلكترونية للأوربتالات الأخرى، وعليه فإن الأوربتالات المهجنة تكون متباعدة عن بعضها البعض وهناك بعض نماذج لذلك التداخل والتي يمكن أن نشير إليها كما يلى :

#### (i) التهجين من النوع S—S :

يكون الأوربتال (S) كروى الشكل تتداخل هذه الأوربتالات بنفس المقدار فى جميع الإتجاهات وهذا النوع من التداخل ينتج عنه رابطة سيجما ( $\sigma$ ) حيث الأوربتال الناتج يكون متماثلا حول الخط الذى يربط النواتين تكوين جزئ الهيدروجين ينتج من التداخل من النوع (S--S) أوربتال كما هو موضح فى الشكل التالى :



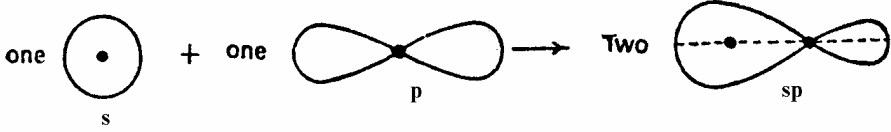
Two s orbitals

s.s overlap

شكل (32): تداخل S—S للأوربتالات إثنان من أوربتال الذرية.

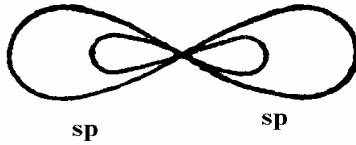
#### (ii) تهجين من النوع Sp :

يتم فى هذا النوع خلط واحد أوربتال من النوع S مع أوربتال واحد من النوع P ليعطى بذلك إثنان من أوربتالات مهجنة من النوع Sp.



شكل (33): نموذج للتداخل S-p

وكما سبق أن ذكرنا يحدث تنافر بين الأوربتالات المهجنة فإن هذين الأوربتالين الناتجين من النوع (Sp) تكونان بينهما زاوية قدرها 180 كما فى شكل (33).

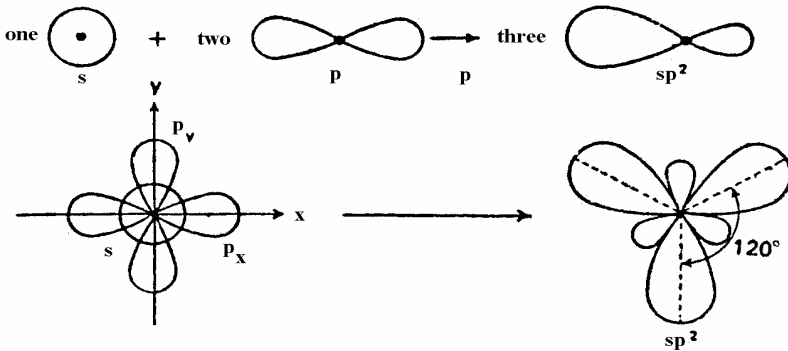


شكل (34): أوربتالات مهجنة من النوع Sp.

وينتج عن هذا التداخل تكوين روابط من النوع سيجما  $\sigma$ .

### (iii) تهجين من النوع $Sp^2$ :

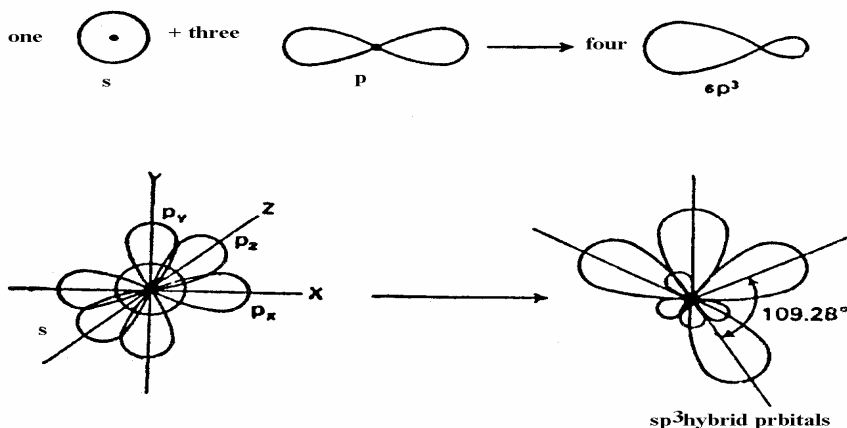
وفى هذا النوع يحدث خلط بين أوربتال واحد من النوع S مع أوربتالين من النوع P ويعطى بذلك ثلاثة أوربتالات من النوع  $Sp^2$  والتي توجد بينهم زاوية قدرها  $120^\circ$  حيث يكونان متباعدين عن بعضهم البعض.



شكل (35): تهجين من النوع  $Sp^2$  وهذا النوع من التهجين يسمى تهجين ثلاثى.

(iv) تهجين من النوع  $Sp^3$  :

فى هذا النوع يتم خلط أوربتال واحد من النوع (S) مع ثلاث أوربتالات من النوع (P) ليعطى أربعة أوربتالات متشابهة من النوع ( $Sp^3$ ).



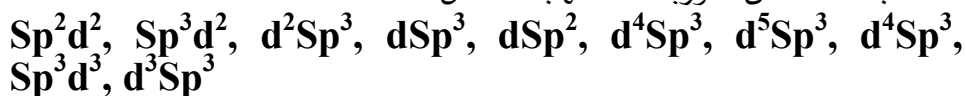
شكل (36): نموذج تهجين من النوع  $Sp^3$

فى عملية التهجين من هذا النوع نحصل على أربعة أوربتالات متكافئة من النوع  $Sp^3$  تتجه ناحية أركان شكل رباعى الأوجه وتوجد بينهم زاوية قدرها  $109^\circ 28'$  كما هو موضح فى الشكل (36).

التهجين الذى يشتمل على أوربتالات d :

العناصر للدورة الثانية وما بعدها من دورات فى الجدول الدورى تحتوى على أوربتالات من النوع d وعندما تدخل هذه العناصر فى رباط تتحد أوربتالات S ،

منتجة عددا من الأوربتالات المهجنة أمثال :

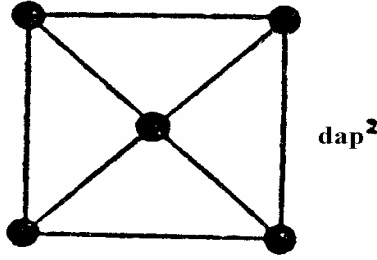


أشكال الأوربتالات d معقدة جداً. ولذلك يستحسن الإستشهاد ببعض

النماذج البسيطة.

(1) التهجين  $dSp^2$  :

شكل المتراكب يكون مربع سطحى والأمثلة على ذلك مركبات من النوع  $XeF_4$  (pt  $Cl_4$ ) ،  $Cu(NH_3)_4^{2+}$  تأخذ الشكل الهجين المربع فى شكل (37).



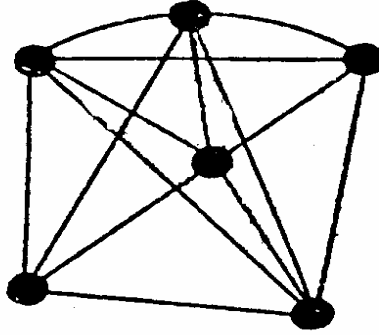
شكل (37): جزئ مربع السطوح ( $dSp^2$ )

(2) التهجين  $dSp^3$  :

الأمثلة على هذا النوع هي مركبات:



شكل المتراكب هو هرمي ثلاثي كما هو موضح في الشكل (38).

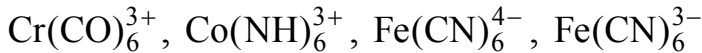


شكل (38): هرمي ثلاثي أو مثلثي

(3) التهجين  $d^2Sp^3$  :

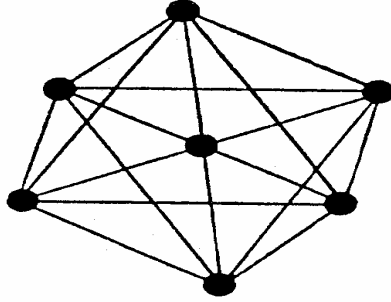
تأخذ المتراكبات الشكل الثماني السطوح وتدخل أيونات  $Fe^{3+}, Co^{2+}$

$Cr^{3+}$  ضمن المتراكبات الثمانية السطوح ومن أمثلتها ما يلي :



وهي موضحة في الشكل (39)





شكل (39): تهجين من نوع  $d^2sp^3$  ثمانى السطوح

تعتبر عملية التهجين من العمليات الهامة لتفسير أشكال الجزيئات. فعلى سبيل المثال: يمكننا تفسير تركيبات مركبات الكربون التي تأخذ حالات التهجين التالية  $sp$ ،  $sp^2$ ،  $sp^3$ ، فالمركبات التي لها حالة تهجين من النوع  $sp^3$  يكون شكلها الهندسى رباعى الأوجه، بينما التهجين من النوع  $sp^2$  يكون ثلاثى الشكل، والمركبات التي لها تهجين من النوع  $sp$  يكون تركيبها على هيئة خط مستقيم ويكون شكلها مثل جزئ الأستيلين  $C_2H_2$  وكما رأينا فى حالة أوربتالات (d) يمكن الحصول على العديد من الأشكال الهندسية لعدد من المركبات.

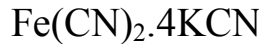
### الصفات المميزة للمركبات التساهمية :

- 1- ينتج عن المشاركة بالإلكترونات بين الذرات مركبات تساهمية. وعليه تتواجد هذه المركبات فى صورة جزيئية وليست فى صورة أيونية. وبسبب هذه الخاصية فإنها تكون غير موصلة للتيار الكهبرى سواء كانت فى الصورة الذائبة أو الصورة المنصهرة.
- 2- عند الظروف العادية من درجات الحرارة والضغط، تتواجد هذه المركبات فى الصورة الغازية أو على هيئة سوائل متطايرة أو مواد صلبة طرية، حيث إن هذه المركبات توجد بها قوى بين جزيئية ضعيفة (قوى فادرفال).
- 3- نتيجة للقوى البين جزيئية الضعيفة فإن هذه المركبات تكون درجات انصهارها وجليانها منخفضة. وفى بعض الأحيان التي تمتلك فيها الروابط

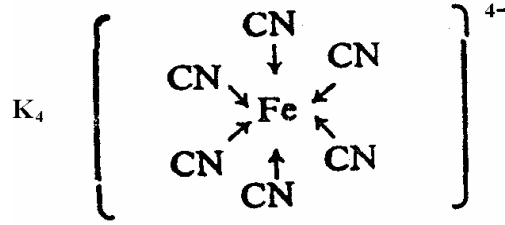
- التساهمية بعض الصفات الأيونية فى الجزئ الواحد فإن بلورات هذه المركبات تكون أكثر صلابة وتكون نقط انصهارها عالية.
- 4- هذه المركبات التساهمية تذوب فى المذيبات العضوية التى لها قيم منخفضة من ثابت العزل، مثل: البنزين، والاثير، ورابع كلوريد الكربون. ولكنها عادة لا تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء.
- 5- الرابطة التساهمية تكون قاسية ومتجهة، وهذه الخاصية تمكن المركبات التساهمية من تواجدها فى ترتيبات فراغية مختلفة وتعطيها خاصية التشاكل الفراغى.
- 6- التفاعلات بين المركبات التساهمية تتطلب كسر روابط وتكوين روابط وعليه تكون هذه التفاعلات بطيئة ويكون من السهل دراسة سرعة هذه التفاعلات.

### الرابطة التناسقية Dative Bond

هناك بعض المركبات أمثال  $K_4Fe(CN)_6$  والتى لا يمكن كتابة شكل الجزئ فيها بالاستعانة بالروابط التساهمية الكهربية أو التساهمية أو كليهما معاً. وفى البداية يمكن التعبير عن المركب على الصورة التالية :



ولكن فى المحلول لا توجد أيونات  $CN^-$  أو أيونات  $Fe^{++}$  وهذا أدى إلى فكرة أن هذا المركب يمتلك تركيباً نموذجياً وعندما يتكون المركب تكون الروابط المتكونة من النوع التناسقى وفيها يعطى الإلكترونات بذرة واحدة وليس كل إلكترون بواسطة ذرة، وهذه الرابطة يمكن التعبير عنها بالإشارة  $\rightarrow$  فعلى سبيل المثال: إذا كانت فى الصورة  $M \rightarrow N$  لتعطى الذرة  $M$  الإلكترونات وتأخذ الذرة  $N$  الإلكترونات وتسمى  $M$  الذرة المعطية أما الذرة  $N$  فهى الذرة المكتسبة أو المستقبلية وعليه يمكن تمثيل هذا المركب  $K_4Fe(CN)_6$  بالصورة التالية :

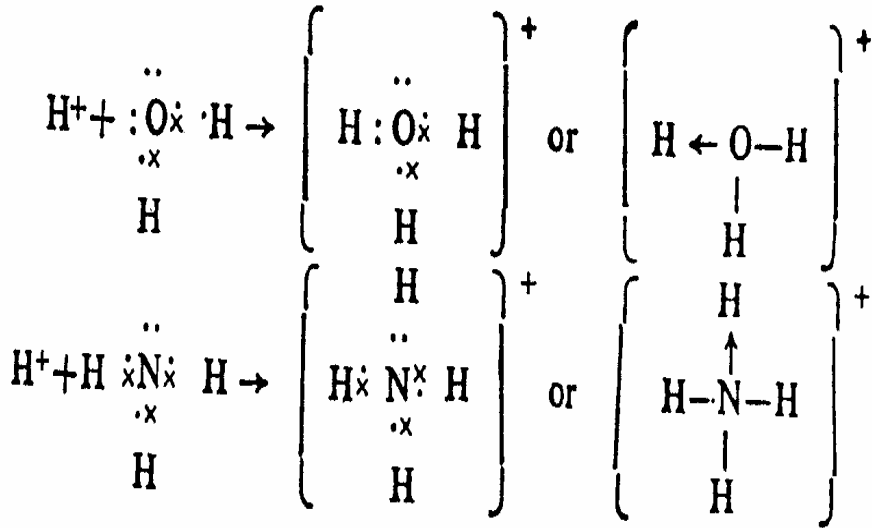


شكل (40): جزئ حديدوسيانييد البوتاسيوم

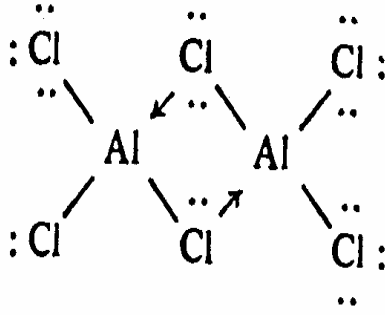
فى العادة فإن الذرة المعطية للإلكترونات هى التى تمتلك أزواج من الإلكترونات غير المشاركة وذلك فى مدار التكافؤ الخارجى للذرة وتكون الذرة المستقبلية هى التى فيها نقص فى الإلكترونات وتفتقر إلى إلكترونات تكافؤ للحصول على تركيب الغاز الخامل.

والمثال التالى لتكوين روابط تناسقية هى تفاعل البروتون مع الماء والبروتون مع الأمونيا.

يتكون بذلك أيون الهيدرونيوم وأيون الأمونيوم على التتابع.



كلوريد الألومنيوم اللامائى فى الحالة الغازية يتواجد على الصورة  $Al_2Cl_6$  ويأخذ التركيب التالى (القنطرى).



شكل (41): جزئ كلوريد الألومنيوم (القنطري)

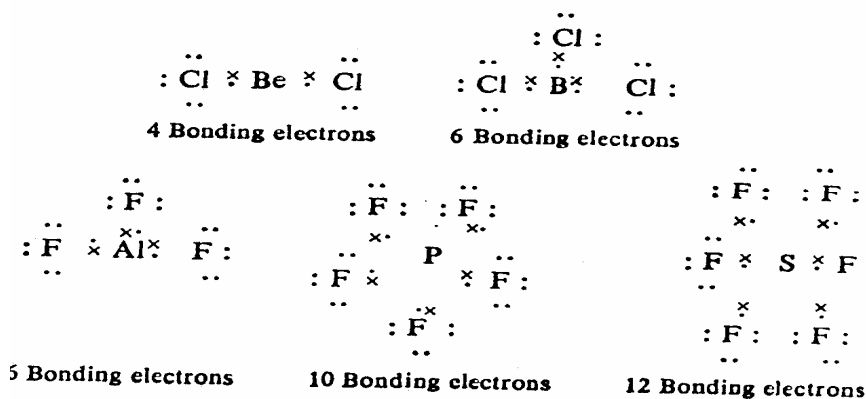
الرابطية التناسقية نادرة الوجود في المركبات العضوية، ومن أمثلة المركبات التي تحتوى هذه الروابط، هي مركبات النيترو، ومركبات أكاسيد الأمينات، مثل :  $(CH_3)_3N \rightarrow O$ . وتسمى أيضاً رابطية تناسقية ويرجع ذلك إلى تواجدها في المتراكبات والمركبات المحتوية على أيونات متراكبة (معقدة).

### خصائص المركبات التناسقية :

- (1) الجمع بين الروابط الأيونية والتساهمية ينتج عنه روابط تناسقية وعليه تقع درجات الانصهار والغليان للمركبات التناسقية بين درجات الانصهار والغليان للمركبات التساهمية والأيونية بمعنى أن درجات الانصهار والغليان للمركبات التناسقية أعلى قليلا عن تلك الخاصة بالمركبات التساهمية وأقل من تلك الخاصة بالمركبات الأيونية.
- (2) الرابطية التناسقية هي أيضا قاسية (صلبة) ومتجهة، وعليه تشبه المركبات التناسقية تلك المركبات التساهمية حيث أنها تتشكل في الفراغ.
- (3) تكون ذات طبيعة شبه قطبية.
- (4) تذوب جزئياً في الماء ولكنها تذوب بكثرة في المذيبات العضوية.
- (5) مثل الروابط التساهمية تكون الأيونية في المركبات التناسقية مرتبطة بقوة بالإلكترونات وبالتالي فإن هذه المركبات التناسقية لا تتحل عند ذوبانها في الماء أو عند انصهارها.

### الحالات الشاذة لقاعدة الثمانيات :

تتطبق قاعدة الثمانيات على عدد كبير من الحالات، ورغم ذلك يوجد العديد من الحالات الشاذة عن هذه القاعدة والأمثلة على ذلك هي كالتالي:



شكل (42): بعض الحالات الشاذة لقاعدة الثمانيات.

تتطبق قاعدة الثمانيات مع بعض الحالات الشاذة في الدورتين الأولى والثانية وبعد هذه الدورات يستطيع مستوى الكم أن يقبل أكثر من ثمان إلكترونات في مدار التكافؤ الخارجى والذرة في هذه الحالة يقال أنها منبعدة.

### طريقة الأوربتالات الجزيئية: (M.O. method)

تعتمد طريقة الأوربتالات الجزيئية (M.O.) على فرضية أن الإلكترونات في الجزيئات تكون موجودة في أوربتالات مرتبطة بعدد من الأنوية، وتبحث الذرات في الغالب على حالة أكثر أمناً وأكثر استقراراً، وحيث أنها تقترب من بعضها البعض تبدأ السحابة الإلكترونية المحتوية على الإلكترونات في التداخل فيما بينها وساعتها يشعر كل إلكترون بأنه سيُجذب إلى النواة القريبة منه ويتزايد في هذه الحالة التداخل تندمج أوربتالات الذرتين مع بعضهما مكونة سحابة إلكترونية كبيرة تسمى الأوربتال الجزيئى (M.O.). تتساوى عدد الأوربتالات في الجزئ المتكون من ذرتين مع عدد الأوربتالات

الأصلية والموجودة فى مدارات التكافؤ للذرتين، وأيضا فإن عدد الإلكترونات الموزعة فى الأوربتالات الجزيئية تكون هى نفسها العدد الأسمى الموجود فى الذرتين تحت الدراسة ورغمما عن ذلك فإن التحديد الكامل للأوربتالات الجزيئية يتطلب حلا لمعادلة شرودنجر للنظام المكون من نواتين أو أكثر بجانب إلكتروناتهما.

وهذا يكون من الصعوبة رياضياً والطريقة التقريبية للحل الرياضى هى فرضية أن أوربتالات الجزيئات ما هى إلا تجميع خطى لأوربتالات الذرات وتسمى هذه الطريقة باسم (L.C.A.O.) نفرض أن  $\psi_A$ ،  $\psi_B$  هى دالة الموجة للأوربتالات الذرية المتداخلة للذرتين  $A$ ،  $B$ .

فالتجميع الخطى لكل من  $\psi_A$ ،  $\psi_B$  ينتج عنه أوربتالين جزيئيين أحدهما يتكون بالإضافة أو بجمع دالتى الموجة مع بعضها، والأخرى تنتج من طرح دالتى الموجة من بعضها. وهذه الأوربتالات الجزيئية ربما لا تكون نتيجة للمساهمات المتساوية من دالتى الموجة، ويمكن استخدام عوامل وزن مناسبة لكل دالة موجة ويمكن التعبير عن ذلك رياضيا كما يلى :

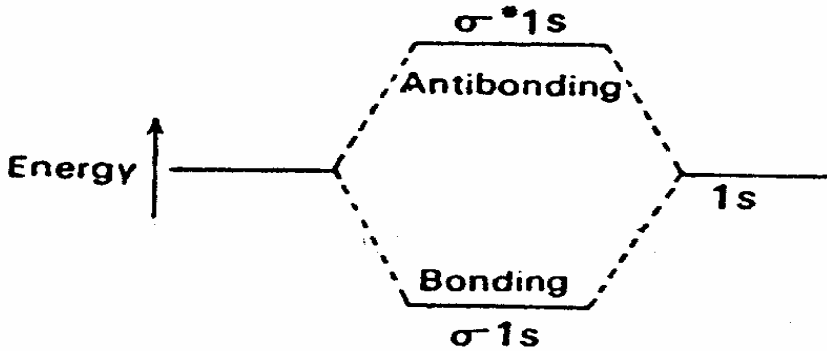
$$\psi_{M.O.(I)} = a \psi_A + b \psi_B$$

$$\psi_{M.O.(II)} = a \psi_A - b \psi_B$$

حيث إن كلا من  $a$ ،  $b$  هى عوامل وزنية وهذه تمثل كسور كل من  $\psi_A$ ،  $\psi_B$  التى لايمكن الاستغناء عنها لتعطى التمثيل الصحيح للأوربتالات الجزيئية، يعطى الأوربتال الجزيئى  $\psi_{M.O.(I)}$  تركيزا عاليا لشحنة الإلكترون بين النواتين ويسمى الأوربتال الجزيئى المرتبط وعلى جانب آخر يعطى  $\psi_{M.O.(II)}$  تركيز منخفض جدا من الشحنة بين النواتين، ويعرف بالأوربتال الجزيئى ضد الارتباط.

وفى هذه الحالة يوجد خط عقدى للكثافة الإلكترونية بين النواتين وكلا الأوربتالات المرتبطة ضد الارتباط يكون متماثلا حول خط تخيلى يسمى محور الترابط الذى يصل النواتين مع بعضهما. والأوربتالات بهذا التماثل تسمى أوربتالات سيجما  $\sigma^*$ .

فلو أخذنا جزئى الهيدروجين فى الاعتبار هناك مسافة بين نواتى الذرتين. تنشأ الأوربتالين الجزئيين بالخلط الخطى للأوربتالات 1S. أحد هذه الأوربتالات الجزئية يمثل زيادة فى احتمال تواجد الإلكترونات بين الأنوية. وينتج عن هذا تجاذب شديد، ويكون الأوربتال المتكون هو أوربتال جزئى للربط. أما الأوربتال الجزئى الثانى فينشأ من أوربتالين 1S ويتمثل احتمال الكثافة مستوى عقدى بين النواتين. وعليه يكون هناك احتمال بسيط جدا لتواجد الإلكترونات بين النواتين، وعليه فيكون هناك مجال كبير للتناظر بين الأنوية ويسمى هذا النوع من الأوربتالات الجزئية أوربتال ضد الربط ويشير الشكل (43) إلى مستويات الطاقة لجزئى الهيدروجين.



شكل (43): أوربتالات جزئية للربط بين ذرات الهيدروجين فى جزئى الهيدروجين.

تقل طاقة الأوربتال الجزئى  $\sigma 1s$  عن طاقة الأوربتال الذرى 1S تزداد طاقة الأوربتال  $\sigma^* 1s$  عن طاقة الأوربتال الذرى للهيدروجين. فى جزئى الهيدروجين تدخل الإلكترونات ( التى لها غزل متعاكس) تتدخل إلى الأوربتال  $\sigma 1s$  وهو ما يسمى بأوربتال الربط. وحيث إن هذا الأوربتال يكون عند مستوى طاقة منخفض عن تلك الخاصة بالأوربتال 1S فى الذرات المنفصلة، فإن جزئى الهيدروجين يكون عند مستوى طاقة منخفض ويكون بذلك أكثر استقرارا عند مقارنته بالذرتين المنفصلتين.

يمكن استخدام نفس مجموعة الأوربتالات وشكل مستوى الطاقة لشرح التواجد المحتمل لجزيئ الهيليوم  $He_2$ . وحيث أن كل ذرة هيليوم تمتلك أثنان من الإلكترون  $1S$ .

وعليه يسكن الأوربتالات الجزيئية أربعة إلكترونات:

إثنان يدخلان الأوربتال  $\sigma 1S$

واثنان يدخلان الأوربتال  $\sigma^* 1S$

ويكون الأوربتال الأول هو أوربتال الترابط بينما الثانى يكون ضد الترابط بنفس الكمية التى بها يترابط الأول وحيث أن هناك تساوى فى شكل هذه الأوربتالات فعليه لا يكون هناك ترابط ويكون جزيئ الهيليوم  $He_2$  غير مستقر بالنسبة لذرتى الهيليوم المنفصلتان.

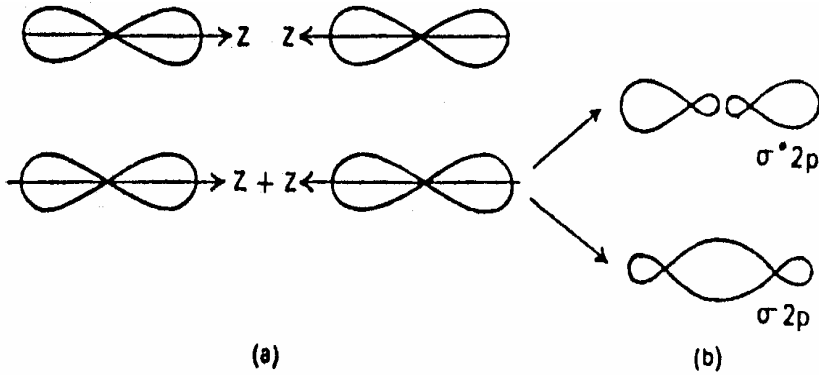
يمكن تطبيق هذه الطريقة على ذرات تمتلك إلكترونات تكافؤ لها أعداد كم أساسية أعلى. ففى الجزيئات ثنائية الذرة متجانسة الأنوية (والتي لها ذرات متماثلة) ينتج عن الارتباط بين أثنان من الأوربتالات الذرية من النوع  $2S$  ينتج أوربتال  $\sigma 2S$  وآخر  $\sigma^* 2S$ .

وهذه الأوربتالات تشبه فى شكلها الأوربتال  $\sigma 1S$  والأوربتال  $\sigma^* 2S$  السابق شرحها.

أما اتحاد اثنان من الأوربتالات الذرية من النوع  $P$  لتكوين أوربتالات جزيئية فيتحقق بطريقتين كما هو موضح فى الشكل (44). فى هذا الرسم نجد أن نواتى الذرتين تقتربان من بعضهما على طول المحور التبادلى ( $Z$ ) وعلى مسافة تقترب من طول الرابطة فإن الأوربتالان  $P$  تتحدان لتعطى أوربتالان جزيئيان أحدهما يمتلك أقصى احتمال للكثافة الإلكترونية بين النواتين ولذلك تكون طاقته منخفضة .

ويكون هو أوربتال الربط بينما يكون للثنان مستوى عقدى بين النواتين وتكون طاقته أعلى من تلك الخاصة بالأوربتال الذرى  $P_z$ . كلا الأوربتالان الجزيئيان متماثلين حول المحور بين النواتين ولذلك فهى من النوع  $\sigma$  ويرمز لها بالرمز  $\sigma$  ،  $\sigma^*$  على التوالى :



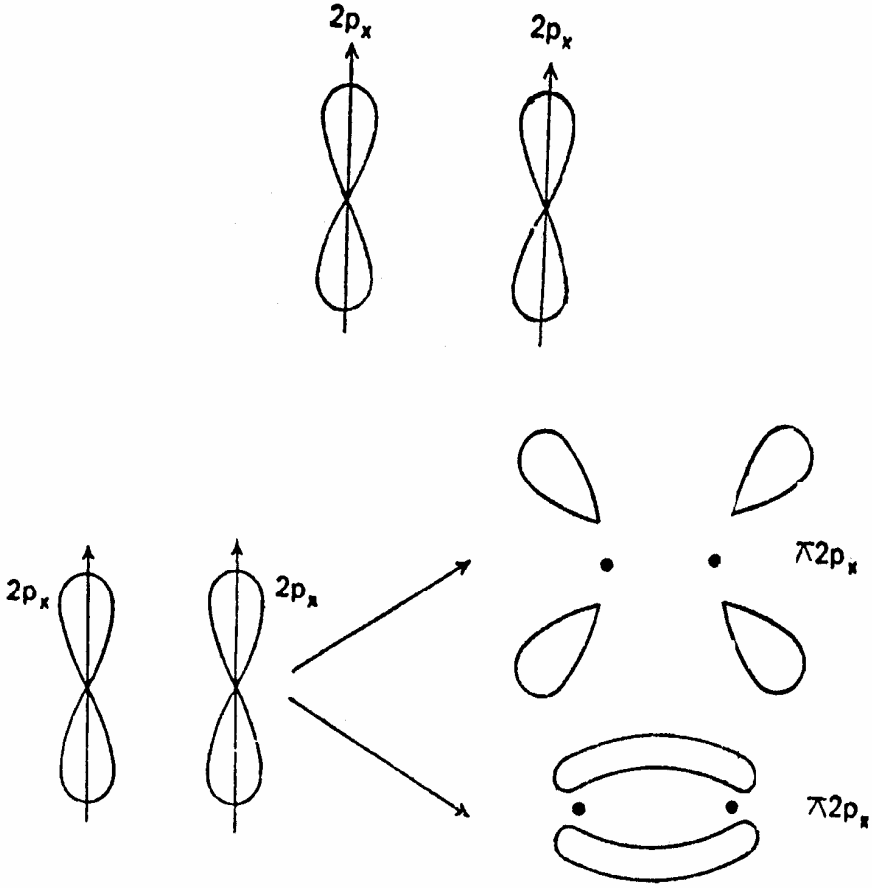


شكل (44): أوربتالان ذريان منفصلان من النوع  $P_z$   $\sigma_2 P(b)$   $\sigma_2^* P$  أوربتالات جزيئية تتكون بالراس عند قربهم بعضهم البعض.

والأوربتال الذرى  $P_x$  يكون متعامدا على الأوربتال الذرى  $P_z$  ولكن المسافة بين النواتين فى الجزئ تبقى لتكوين أوربتالان جزيئيان أحدهما من النوع الربط والآخر ضد الربط وهناك احتمالا أقصى لأوربتال جزئ الربط بين الأنوية على الرغم من الحقيقة القائلة بأن هذا الأوربتال يحتوى على مستوى عقدى، ويشتمل على خط يصل بين نواتى الأوربتال.

وعلى جانب آخر فإن أوربتال الجزيئى ضد الربط يمتلك مستوى عقدى بين الأنوية مثل ذلك الذى يشتمل على محور بين الأنوية فالأوربتالات التى لها مستوى عقدى واحد وتشتمل على محور بين الأنوية تسمى  $\pi$  ( $P_i$ ) أوربتال باى وبذلك يكون الأوربتالات الربط وضد الربط المتكونة من أوربتال  $2P_x$  وتسمى هذه الأوربتالات باسم  $\pi 2P_x$ ،  $\pi^* 2P_x$  على التوالى الاتحاد بين أوربتالات ذرية من النوع  $2P_y$  يعطى أوربتالات من النوع  $\pi 2P_y$ ،  $\pi^* 2P_y$  وهذه تتحرف بزاوية قدرها  $90^\circ$  حول المحور الذى يربط بين النواتين.

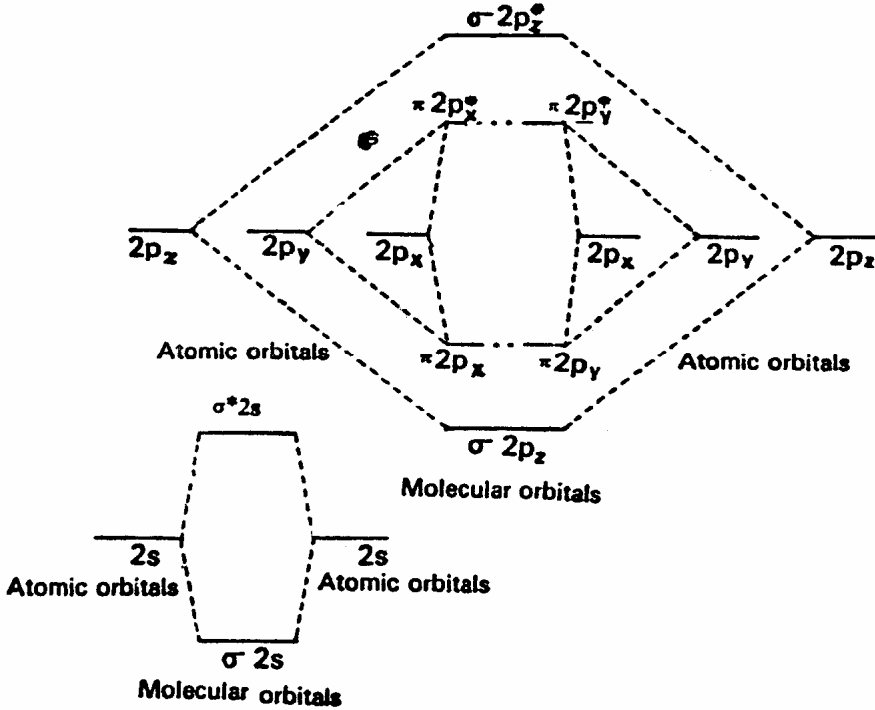
ويوضح الشكل (45) تكوين الأوربتالات الجزيئية من النوع  $(\pi 2P_x)$ ،  $(\pi^* 2P_x)$ .



شكل (45): (a) أوربتالات ذريان منفصلان من نوع  $2P_x$ . (b) التوزيع الإلكتروني لكل من  $\pi^*2P_x$ ،  $\pi2P_x$  الأوربتالات الجزيئية.

تمثيل مستوى الطاقة للأوربتالات الجزيئية للجزيئات البسيطة للعناصر ممثلة في الشكل (46).

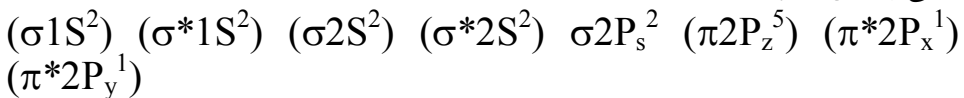
وفى هذه الحالة نلاحظ أن أوربتالات الترابط من النوع  $\sigma2P_z$  لها طاقة تقل عن أوربتالات كلا من  $\pi2P_y$ ،  $\pi2P_x$ .



شكل (46): الجمع بين الأوربتالات الذرية لتكوين أوربتالات جزيئية من نوعي الربط وضد الربط وذلك للجزيئات ثنائية الذرة متجانسة الأنوية.

وعلى العكس نجد أن الأوربتال الجزيئي ضد الربط  $\sigma^*2P_z$  له طاقة أعلى من تلك الخاصة بالأوربتالات الجزيئية ضد الربط من النوعين  $\pi^*2P_x$ ،  $\pi^*2P_y$ .

والمقياس المناسب لعملية الربط النهائية في نظرية الأوربتالات الجزيئية هي رتبة الربط ويتحدد رتبة الربط بأنه نصف الفرق بين عدد الإلكترونات في الأوربتالات الجزيئية للربط وعدد الإلكترونات في الأوربتالات الجزيئية ضد الربط وهناك توافق جيد بين رتبة الربط المحسوبة كما سبق وقوة الربط وعلى سبيل المثال فإنه في جزئ الأكسوجين ذات الستة عشر إلكترونات فإن ترتيب الملى يعطى التركيبات التالية O<sub>2</sub> :



وتكون رتبة الربط للأكسوجين هي 2 ويكون الجزئ بارامغناطيس  
كما تبين من التركيب الإلكتروني.

مثال:

احسب رتبة الربط للعناصر التالية  $Ne_2, O_2, N_2$  :

الحل:

لغاز النيتروجين

$$3 = \frac{1}{2}(8-2) = \text{رتبة الربط للنيتروجين}$$

لغاز الأكسوجين

$$2 = \frac{1}{2}(8-4) = \text{رتبة الربط للأكسجين}$$

لغاز النيون

$$\frac{1}{2}(8-8) = 0 = \text{رتبة الربط للنيون}$$

حيث رتبة الربط للنيون قيمته صفر يدل ذلك على أن  $Ne_2$  غير مستقرة.



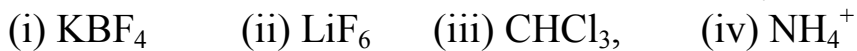
### أسئلة على الفصل الثالث

- 1- اكتب مذكرة مختصرة عن النظرية الالكترونية للتكافؤ. مبيناً اجابتك بالأمثلة ؟
- 2- ما المقصود بالتكافؤ الالكترونى بين الآلية التى بها تتكون المركبات الأيونية (مركبات التكافؤ الكهربية) ؟
- 3- المسافة البين نووية فى مركب KBr هى  $3.29 \text{ \AA}$  ووجد أن جهد التأين للبتوتاسيوم k هى  $99 \text{ KCal/g atom}$  والميل الالكترونى (السالبية الكهربية) هى  $-80 \text{ KCal/g atom}$  أحسب طاقة التكوين للزوج الأيونى  $k^{+1} Br^{-1}$  ؟
- 4- فسر لماذا تنصهر بللورات كلوريد الصوديوم عند درجة حرارة عالية وبالتالي تذوب بسهولة فى الماء عند درجة حرارة الغرفة. هل يمكن لبللورات كلوريد الصوديوم أن تذوب فى البنزين ؟
- 5- ما المقصود بالمشاركة الالكترونية ؟ اذكر أهم خصائص هذه المركبات (التساهمية) ثم اشرح ما يلى :  
(a) كلما زادت تداخل الأوربتالات المكونة فى الرباط كلما زادت قوة الرابطة الناتجة !!  
(b) تزداد قوة الرابطة بانخفاض طاقة الوضع للنظام !!
- 6- وضح معنى نقط انصهار المجموعة التالية من المركبات اللامائية ؟

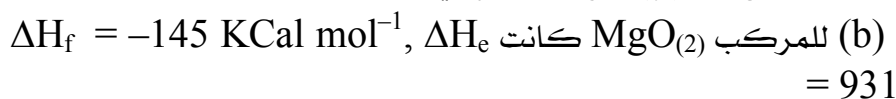
NaF	NaCl	NaBr	NaI	KCl	CaCl <sub>2</sub>	GaCl <sub>3</sub>	GeCl <sub>4</sub>
990	801	755	651	776	772	78	-49

- 7- اشرح باختصار الرابطة التكافؤية (V.B.) ونظرية الأوربتال الجزيئى (M.O.) للرابطة التساهمية ؟
- 8- على ضوء نظرية الأوربتال الجزيئى كيف يمكنك تفسير ما يلى: طاقة الرابطة لـ  $N_2^+$  هى 6.35، تلك الخاصة بـ  $N_2$  هى 7.38 eV بينما طاقة الرابطة لـ  $O_2^+$  هى 6.48 ولـأكسوجين  $O_2$  هى 5.08 eV ؟

9- ماالفرق بين التساهم والتناسق، اكتب التركيب الالكترونى للمركبات التالية:



10- (a) احسب بطريقة دورة بورن هاربر تعبيراً لطاقة الشبكة البلورية لبعض البلورات الصلبة مثل  $\text{MX}$  حيث  $M$  هى عنصر ثنائى التكافؤ بينما  $X$  هى الكبريت أو الأوكسوجين ؟



11- أكتب مذكرات مختصرة عن :

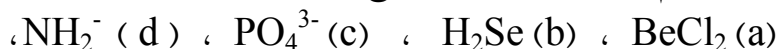
(a) روابط سنجلت Singlet !!

(b) الرابطة الهيدروجينية !!

(c) نظرية فاجان للانحراف الأيونى !!

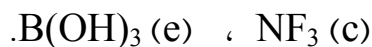
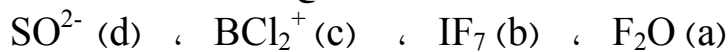
(d) التهجين !!

12- باستخدام طريقة VSEPR وضح شكل كلا مما يأتى :



13- أشرح طبيعة الرابطة فى كل مما يأتى. أذكر عدد روابط سيجما،

الكيمياء الفراغية والتهجين المتوقع لكل حالة :



## الفصل الرابع

### الكيمياء النووية

### Nuclear Chemistry





## مقدمة الفصل :

يختص علم الكيمياء النووية بتركيب النواة وتأثير ذلك على درجة ثباتها. ويتناول دراسة ظاهرة تحول أحد الأنوية إلى الأخرى، مثل: عمليات النشاط الإشعاعي، وكذلك تحول أحد العناصر إلى عنصر آخر. وتشتمل التفاعلات الكيميائية على إعادة ترتيب للإلكترونات الموجودة في الذرة بحيث تبقى النواة بدون تغير، وعلى جانب آخر تشتمل التفاعلات النووية على تغيرات في عدد البروتونات أو النيوترونات (أو كليهما)، وبالتالي تتكون نواة جديدة لعنصر جديد.

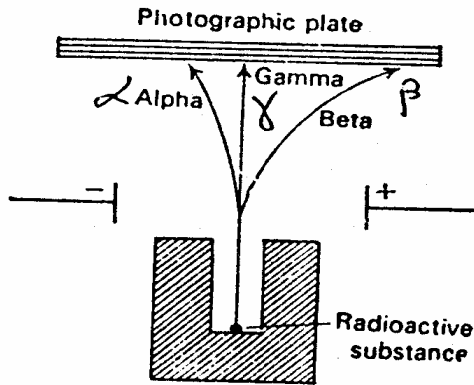
## النشاط الإشعاعي Radioactivity

اكتشف بيكريل ظاهرة النشاط الإشعاعي عندما كان يحاول تقييم عملية فسفرة بعض المواد وذلك باستخدام الضوء. ففي عام (1897) عندما وضع بلورات من مادة كبريتات يورانييل البوتاسيوم على لوح فوتوغرافي حساس، بعد تغليفها بورق أسود وبتعريض الكتلة كلها لضوء الشمس، وبعد تحميص اللوح الفوتوغرافي، أضح أنه أسود، وذلك دليلاً على أن ملح اليورانيوم بعث بإشعاعات استطاعت اختراق الورقة.

وقد كثر نفس التجربة وذلك بترك كل من اللوح الفوتوغرافي الحساس وملح اليورانيوم الملفوف في ورق أسود في مكان مظلم، ووجد أيضاً أن اللوح الفوتوغرافي قد تلون باللون الأسود. من هذه التجارب توصل بيكريل إلى أن الإشعاعات المنبعثة من ملح اليورانيوم أثرت في اللوح الفوتوغرافي بدرجة كبيرة واخترقت العديد من طبقات الورق الأسود.

اكتشفت مدام ماري كوري أحد تلامذة بيكريل أن النشاط الإشعاعي لمركبات اليورانيوم لا يعتمد على نوعية المركب المستخدم وأن كمية الإشعاع المنبعث تعتمد فقط على كمية اليورانيوم الموجودة في العينة، وقد توصلت إلى أن النشاط الإشعاعي صفة مميزة لبعض العناصر بغض النظر عن مركباتها. وقد وجد أن الإشعاعات المنبعثة من العناصر المشعة تكون غير متجانسة في

خواصها، وأن هناك ثلاثة أنواع من الإشعاعات، هي: إشعاعات ألفا  $\alpha$ ، وبيتا  $\beta$ ، وجاما  $\gamma$  ( أنظر الشكل 47).

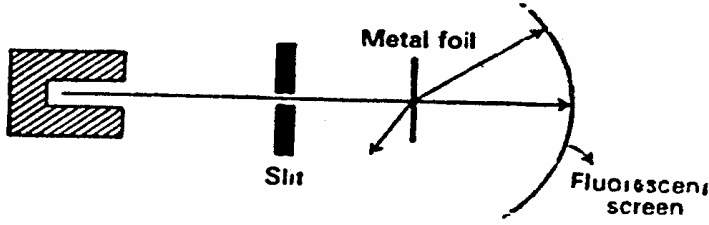


شكل (47): انبعاثات مادة مشعة

### خواص أشعة $\alpha$ ، $\beta$ ، $\gamma$ :

#### (1) أشعة ألفا $\alpha$ :

أكتشف طبيعة هذا النوع من الأشعة العالم رذرفورد، فهي عبارة عن دقائق تحمل اثنان من الشحنات الموجبة وهكذا فإن شحنة وكتلة دقائق ألفا تشبه إلى حد كبير نواة ذرة الهيليوم [شكل (48)]. انبعاثات مادة مشعة] وعندما تصطدم دقائق ألفا برقيقة من كبريتيد الخارصين فإنها تسبب ومضيا فوسفورياً (شكل 48). وتتراوح طاقات دقائق ألفا بين (4-10 M eV) وأما سرعتها فهي تتراوح بين ( $1.4 \times 10^9 - 2.2 \times 10^9 \text{ cm sec}^{-1}$ ) وحيث إن كتلة هذه الدقائق كبيرة نسبياً، فهذه الدقائق يمكن أن تمر في الغازات في خطوط مستقيمة، وعندما تمر خلال الغاز فإنه تسبب تأينه، وقد ظهرت خطوط سيردقائق ألفا في الغازات في غرفة ولسن للسحاب في الصور التي التقطت في هذه الغرفة، وتتناسب كمية دقائق ألفا المنطلقة طرديا مع الجذر التربيعي للوزن الذري للعنصر، وعكسياً مع كثافة الوسط التي تمر فيه ويمكن لها أن تخترق صفيحة رقيقة من الألومنيوم.



شكل (48): تشتت رقائق ألفا

### (2) أشعة بيتا $\beta$ :

بينت دراسة سلوك أشعة بيتا فى المجال الكهربى والمغناطيسى أنها تتكون من دقائق مشحونة تشبه الإلكترونات، وعلى عكس دقائق ألفا فإن دقائق بيتا ليست لديها طاقة محددة وهى تمر خلال الغازات فى مسارات وأشعة بيتا المنبعثة من المواد المشعة يكون لها طيف مستمر وتتميز أشعة بيتا بقدرتها على اختراق المواد.

### (3) أشعة جاما $\gamma$ :

أشعة جاما لا تحمل شحنة كهربية فهى لا تتحرف تحت تأثير المجالين الكهربى أو المغناطيسى، وهى عبارة عن أشعة كهرومغناطيسية ذات طول موجى قصير يتراوح طولها بين  $(10^{-8} - 10^{-11} \text{ cm})$ . وتختلف أشعة جاما عن أشعة أكس فى واحد من أهم الخصائص وهى أن أشعة جاما تأتى من النواة بينما تنشأ أشعة إكس من تغيرات فى الطاقة تشتمل على الإلكترونات وتنفذ أشعة جاما بقوة خلال المواد فيمكن أن تخترق رقائق من الرصاص سمكها العديد من السنتيمترات.

## التحلل الإشعاعى Radioactive Decay

يسمى رمز العنصر المميز بعدد ذرى وكتلة ذرية معينة بـ " النيوكليد "، فعلى سبيل المثال:  $^{12}_6\text{C}$  هى نيوكليد بعدد ذرى (6) ووزن ذرى (12)، وكذلك  $^{14}_6\text{C}$  تعتبر أيزوتوب للنيوكليد  $^{12}_6\text{C}$  له نفس العدد الذرى ولكن يختلف فى رقم الكتلة فنجد أن النيوكليدات. من النوع  $^{14}_6\text{C}$ ،  $^{14}_7\text{N}$  ليست نظائر، حيث

إن لهما نفس عدد الكتلة ويختلفان فى العدد الذرى، وتسمى هذه النيوكليدات أيزوبارات. وعلى جانب آخر فإن النيوكليدات من الأصناف  $^{14}_7\text{N}$  ،  $^{15}_8\text{O}$  تحتويان على نفس عدد النيوترونات وتسمى أيزوتونات لبعضها البعض. ولا يعتمد معدل انبعاث دقائق من نواة مشعة على الطبيعة الفيزيائية أو الكيميائية للمادة المدروسة حيث إن ظاهرة النشاط الإشعاعى هى ظاهرة نووية. فإن النيوكليد سوف يصدر نفس النوع من الإشعاع بنفس السرعة، بغض النظر عن المركب الذى هو جزء منه، ولا تعتمد على درجة الحرارة أو الضغط وحتى وجوده فى مجال كهربي أو مغناطيسى.

تتناسب عدد الأنوية التى تتحلل فى الثانية الواحدة مع عدد الأنوية الموجودة، فعملية التحلل الإشعاعى من الوجهة الكيناتيكية هى عملية أحادية الرتبة ويمكن التعبير عن ذلك رياضياً بالعلاقة التالية.

وتعتبر قانون سرعة التحلل وتأخذ الصورة التالية :

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N \quad (86)$$

حيث  $N$  هى عدد الأنوية المتبقية بدون تحلل عند زمن قدره  $t$ .  $\lambda$  (لمدا) هى ثابت التناسب ويسمى " ثابت التحلل "، ويعتبر ثابت التحلل خاصية مميزة للمادة المتحللة.

بإجراء تكامل للعلاقة (1) نحصل على العلاقة التالية :

$$N = N_0 e^{-\lambda t} \quad (87)$$

حيث  $N_0$  هى العدد الابتدائى للذرات، وتتميز كل مادة مشعة بفترة تسمى " فترة نصف العمر "، وهى الزمن اللازم لاستهلاك نصف الكمية الابتدائية للمادة المشعة وتساوى النسبة  $N/N_0$ . وتعطى فترة نصف العمر بالعلاقة التالية :

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = \frac{0.693}{\lambda} \quad (88)$$

وتوضح المعادلة (88) أن الزمن اللازم لتحلل نصف كمية المادة المشعة يكون ثابتاً. ولا يعتمد فى ذلك على الكمية الابتدائية للعنصر المشع وهى صفة مميزة للمادة المشعة وفترة نصف العمر للتحلل خاصية مهمة للتعرف على

الأصناف المختلفة للنيوكليدات. وتعرف نشاطية المادة المشعة بأنها مقدار التحلل فى وحدة الزمن والنشاطية (A) مقياس لمعدل التحلل ويتناسب مع عدد الذرات الموجودة أى أن :

$$A = \lambda N$$

وتعرف النشاطية النوعية بعدد التحلل فى وحدة الزمن لكل واحد جرام من المادة المشعة. ويعرف الكورى بأنه النشاطية لعدد  $3.7 \times 10^{10}$  تحلل لكل ثانية والوحدة العملية هى على التوالى ميكروكورى ( $\mu$  curie) أو ميللى كورى.

### مثال (1) :

عنصر الراديوم وزنه الذرى 226 وفترة نصف العمر له هى 1600 سنة. أحسب عدد التحلل الناتجة من 1 جرام من الراديوم ؟

### الحل :

فترة نصف العمر

$$\frac{0.693}{\lambda} = t_{1/2}$$

$$\therefore \lambda = \frac{0.693}{1600(365)(24)(60)(60)}$$
$$= 1.38 \times 10^{-11} \text{ sec}^{-1}$$

$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N = \frac{(1.38 \times 10^{-11})(6.02 \times 10^{23})}{226}$$
$$= 3.7 \times 10^{10} \text{ desintegrations/second}$$

### التأريخ بالنشاط الإشعاعى :

نظائر بعض المواد المشعة يكون لها فترة نصف عمر طويلة، ويمكن بذلك استخدامها لتحديد العمر الزمنى. وتستخدم ساعات النشاط الإشعاعى فى التأريخ :

( ${}^4_2\text{He}$  from  ${}^{238}_{94}\text{U}$ ,  ${}^{87}_{38}\text{Sr}$  from  ${}^{87}_{37}\text{Rb}$ ,  ${}^{208}_{82}\text{Pb}$  from  ${}^{232}_{90}\text{Th}$ )  
ويصل عمر أقدم الساعات أرضية إلى  $3 \times 10^9$  سنة ويصل عمر بعض الساعات الأخرى يصل إلى  $4.5 \times 10^9$  سنة.

فعندما يموت نبات أو حيوان سيتوقف عن أخذ أى كربون جديد ( فى صورة ثانى أكسيد الكربون فى عملية التمثيل الضوئى) وذلك لأنه يتحلل  $^{14}_6\text{C}$  يختص النشاط الإشعاعى للكربون وقد وجد " Libby " أنه طالما أن شدة الأشعة الكونية لم تتغير فى السنوات الألف الأخيرة فإن النشاط الإشعاعى ل  $^{14}\text{C}$  (وذلك فى الكربون المأخوذ من الأشياء القديمة) يمكن مقارنته بالنشاط الإشعاعى ل  $^{14}\text{C}$  فى الكربون الحديث ويمكن فى هذه الحالة استخدامها لقياس عمر الأشياء وتسمى هذه الطريقة التأريخ بالكربون وتعتبر من الطرق العالمية القديمة فى علم الآثار وتسمح لقياس عمر الأشياء.

### مثال (2) :

وجد أن عينة الكربون من شجرة معمرة أعطت عدد 7.0 من  $^{14}\text{C}$  لكل دقيقة لكل جرام من الكربون. ما هو العمر التقريبى لهذه الشجرة؟ يتحلل  $^{14}\text{C}$  من الأشجار المقطوعة حديثا بمعدل 15.3 تحلل لكل دقيقة لكل جرام من الكربون وكانت فترة نصف العمر ل  $^{14}\text{C}$  هى 5770 سنة.

### الحل:

حيث إن فترة نصف العمر للكربون  $^{14}\text{C}$  هى 5770 سنة.

$$\therefore K = \frac{0.693}{t_{1/2}} = \frac{0.693}{5770 \text{ years}} = 1.20 \times 10^{-4} \text{ years}^{-1}$$

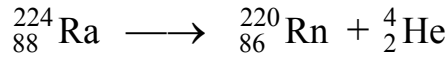
$$\therefore \log \left( \frac{N_0}{N} \right) = \frac{kt}{2.303}$$

$$\therefore \log \left( \frac{15.3 \text{ desintegration s/min}}{7.00 \text{ desintegration s/min}} \right) = \frac{1.20 \times 10^{-4} \text{ years}^{-1} \times t}{2.303}$$

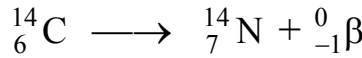
$$t = \frac{2.303 \log 2.19}{1.20 \times 10^{-4} \text{ years}^{-1}} = 6520 \text{ years}$$

## قانون إزاحة المجموعات Group displacement law

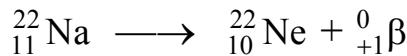
عندما تبعث المادة المشعة بدقائق ألفا تنتج ذرة من عنصر جديد عدده الذرى يقل بمقدار 2 وحدات ويقل وزنه الذرى بمقدار 4 وحدات عن الذرة الأصلية. فعلى سبيل المثال عندما تبعث دقائق ألفا من نظير الراديوم عدد كتلته 224 نحصل على عنصر الرادون



وعلى جانب آخر فإن انبعاث دقائق بيتا السالبة من النواة يؤدي إلى زيادة فى العدد الذرى بمقدار الوحدة وذلك وبدون تغير فى كتلة النواة ويوضح المثال التالى ذلك :

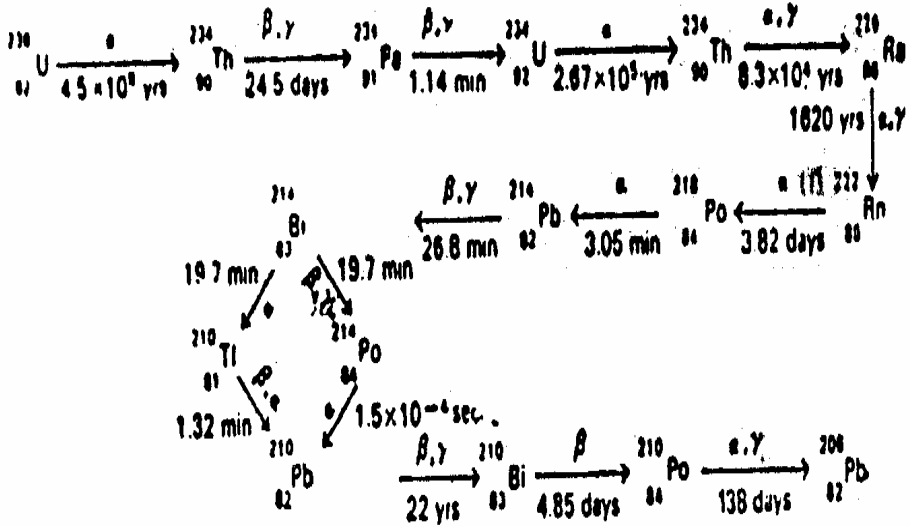


وقد تواصلت جهود كل من " فاجان " و " روسيل " و " سودى " فى التوصل إلى قانون الإزاحة والذي ينص على أنه: " عندما تبعث دقائق ألفا فى نشاط إشعاعى معين يزاح العنصر الناتج مكانين (أو مجموعتين) إلى اليسار فى الجدول الدورى وأن إنبعاث دقائق بيتا السالبة ينتج عنه إزاحة قدرها مكان واحد (أو مجموعة واحدة) إلى اليمين فى الجدول الدورى ". وقد يمتد قانون المجموعات ليشمل انبعاث دقائق بيتا  $\beta$  الموجبة وأيضا الأنوية التى تختص باحتجاز أوربتالات إلكترونية وتسمى هذه العملية احتجاز (k) وذلك لأن الإلكترون فى (المدار k)، الأوربتال (1S) يكون أكثر عرضه للاحتجاز، وينتج عن احتجاز الإلكترون نقص فى العدد الذرى بدون تغير فى عدد الكتلة والمثال التالى يوضح ذلك :

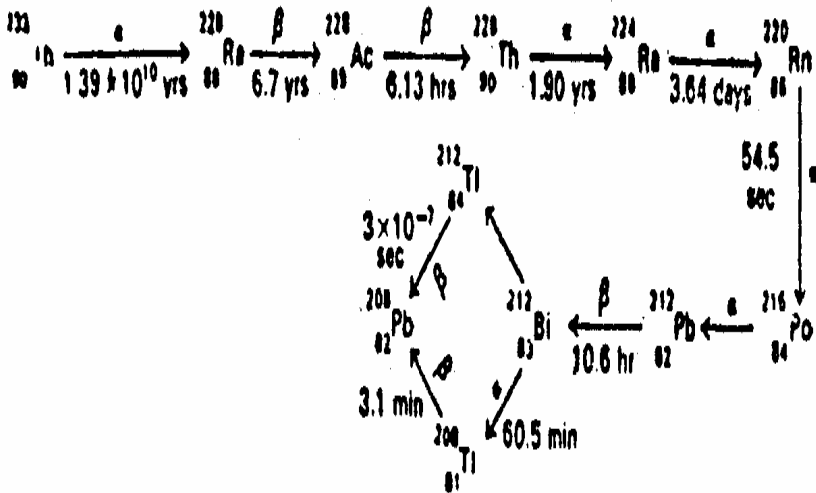


## السلاسل النشطة إشعاعياً Radioactive series

توجد فى الطبيعة ثلاث سلاسل ذات نشاط إشعاعى وتسمى سلاسل اليوانيوم والثوريوم والأكتينيوم. وهذه موضحة فى الشكل (49), (50), (51) وفى كل سلسلة من هذه السلاسل ينحل العنصر بالتتابع إلى عنصر مشع آخر ونحصل على نيوكليد مستقر بعد عدة خطوات :

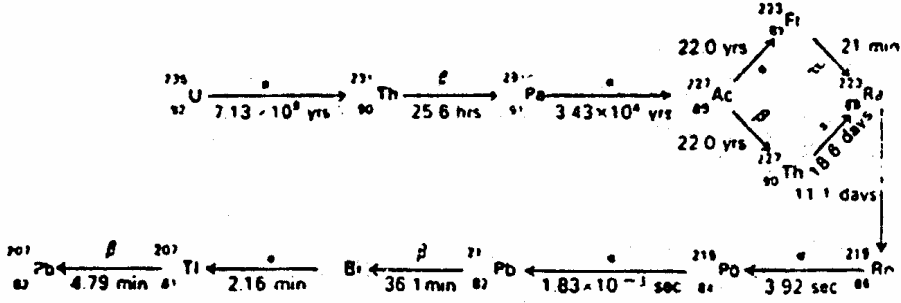


شكل (49): سلسلة اليورانيوم



شكل (50): سلسلة الثوريوم





شكل (51): سلسلة الأكتينيوم

والسلسلة الأولى هي سلسلة اليورانيوم وتبدأ بعنصر اليورانيوم  $^{235}_{92}\text{U}$  وتحل إلى الرصاص  $^{206}_{82}\text{Pb}$  وتسمى هذه السلسلة بسلسلة  $(4n + 2)$ ، أما السلسلة الثانية فهي سلسلة الثوريوم  $^{232}_{90}\text{Th}$  نيوكليد وتكون عدد الكتلة لكل عنصر في هذه السلسلة مقسوم على 4 وتسمى هذه السلسلة بسلسلة  $(4n)$  وتسمى السلسلة الثالثة بسلسلة الأكتينيوم والنيوكليد الأم هي  $^{235}_{92}\text{U}$ . والعنصر الأخير من هذه السلسلة هو الرصاص  $^{207}_{82}\text{Pb}$  وتسمى أيضا بسلسلة  $(4n + 3)$ .

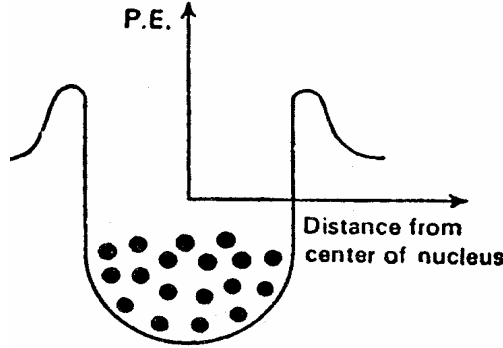
## تركيب النواة Nuclear structure

نموذج قطرة السائل: أول من أقترح هذا النموذج هو العالم "نيلز بوهر" في عام (1936). واعتبر هذا النموذج النواة كأنها تجمع لدقائق ممسوكة مع بعضها بقوى تجاذب متبادلة مثل قطرة المياه المحتوية على تجمع من جزيئات الماء الممسوكة مع بعضها بقوة الشد السطحي الناتجة عن التجاذب المتبادل ويحدث انشطار النواة عندما تكبر القطرة ويقل الشد السطحي وقد فشل هذا النموذج في تحديد القوة التي تمسك الدقائق في هذه القطرة.

## نموذج المدار Shell model

يصور نموذج المدار ارتباط النواة بما يسمى بمنخفض الجهد (بئر الجهد) وتبعاً لميكانيكا الكم لا يمكن للنيوكليونات في منخفض الجهد أن تبقى في

القاع فى حالة عدم حركة وعموما تمارس النيوكلونات بعض الحركات عند مختلف مستويات الطاقة. من الدراسة النظرية والعملية للأنوية يمكن تحديد الرتب المختلفة لحركة النيوكلونات فى بئر النواة والشكل (52) يوضح التمثيل التصويرى للنيوكلونات فى بئر الجهد، على الرغم من أن نموذج المدار يظهر أنه أكثر تعقيدا إلا أنه يمكن استخدامه لشرح سلوك النواة بنجاح إلى مدى بعيد ويوجد نموذج آخر يسمى نموذج التجمع.



شكل (52): النيوكلونات فى بئر الجهد

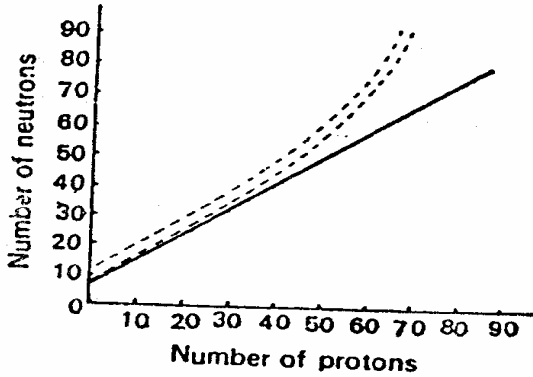
وهو يجمع الخصائص المميزة لنموذج المدار وقطرة السائل.

### ثبات أو استقرار الأنوية :

فى تجارب رذرفورد والتي قذف فيها شرائح المعدن بدقائق ألفا قرر أن نصف قطر نواة الذرة يصل إلى  $(10^{-13} \text{ cm})$  عندما يتواجد عدد كبير من البروتونات مع بعضهم فى المنطقة المسماة بنصف قطر النواة فلا بد من وجود قوى ربط قوية للتغلب على قوى التنافر بين الدقائق الموجبة الشحنة. وللتعرف على طبيعة قوى الربط يمكن النظر إلى النسبة بين النيوترونات والبروتونات للنيوكليد المستقر. ويوضح شكل (53) عدد النيوترونات المقابل لعدد البروتونات لجميع النيوكليدات المستقرة طبيعيا لجميع العناصر فيما عدا تلك العناصر الخفيفة فيزداد عدد النيوترونات عن عدد البروتونات. النيوكليدات المستقرة تقع فى نطاق حزام الاستقرار الذى يرتفع فوق الخط المرسوم والذى يوضح عدد متساوى من النيوترونات والبروتونات إذا وقعت نسبة النيوترونات إلى البروتونات للنواة

تحت مستوى حزام الاستقرار لعدد البروتونات المدروسة. وهناك ثلاثة طرق يقترب منها العنصر المشع إلى حالة الاستقرار أو الثبات :

- (1) بانبعث دقائق ألفا.
- (2) بانبعث دقائق بيتا السالبة.
- (3) تحلل بوزيترون أو احتجاز إلكترون.



شكل(53): رسم بياني يوضح عدد النيوترونات مقابل عدد البروتونات في نيوكليدات مستقرة

### طاقة الربط في النواة Nuclear Binding Energy

نفرض أننا نريد حساب كتلة ذرة الهيليوم بمعلومية محتويات الذرة فتحتوي ذرة الهيليوم على بروتونين ونيوترونين وإلكترونين، وبمعنى آخر: فإن ذرة الهيليوم تكافئ ذرتين هيدروجين ونيوترونان وعليه فإن :

$$\begin{aligned} 1 \text{ He atom} &= 2 (\text{H} + 1 \text{ neutron}) \\ &= 2 (M_{\text{H}} + M_{\text{n}}) \end{aligned}$$

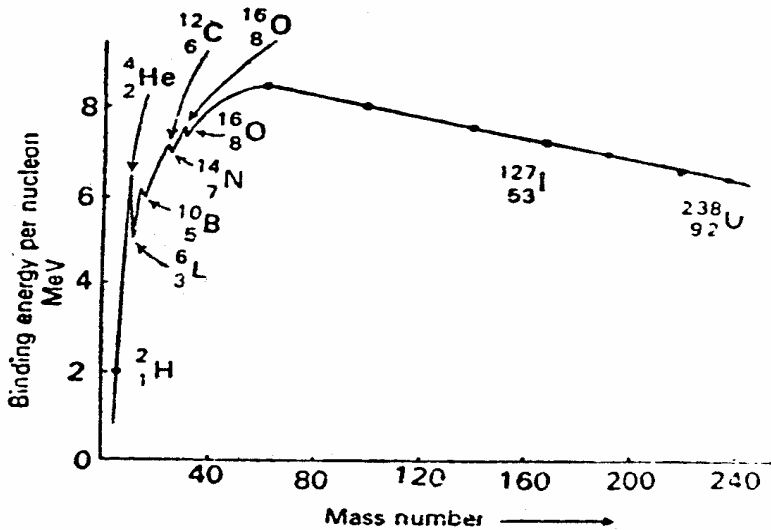
حيث إن :

$$\begin{aligned} M_{\text{H}} &= \text{Atomic mass of hydrogen} = 1.007825 \\ M_{\text{n}} &= \text{Mass of neutron} = 1.008665 \\ \therefore M_{\text{He}} &= 2 \times (1.007825 + 1.008665) \\ &= 4.03298 \end{aligned}$$

كتلة ذرة الهيليوم المحسوبة من محتوياتها هي 4.03298، في حين نجد أنه من الجدول الدوري تكون كتلة ذرة الهيليوم المقاسة هي 4.002603. وهكذا تقل قيمة الكتلة المقاسة عن المحسوبة بمقدار (0.03).

وعليه يتبين أن الكتلة الحقيقية للنيوكليد لا تساوى مجموع كتل محتوياتها، ويكون الفرق خطأ الكتلة.

وتسمى الطاقة المكافئة لهذه الكتلة المفقودة بطاقة الربط للنيوكليونات. ويمكن حساب طاقات الربط للأنوية باستخدام معادلة اينشتاين  $E = mc^2$  حيث (E) هى الطاقة بالإرج، (m) هى الكتلة المفقودة أثناء اندماج الدقائق لتكوين النواة، C هى سرعة الضوء وأمكن استخدام هذه المعادلة لحساب الطاقة المنطلقة أثناء عملية النشاط الإشعاعى والتى تتحول فيها المادة إلى طاقة وتكون القوى النووية واحدة إذا حلت البروتونات محل النيوترونات والعكس صحيح، وهذا يؤكد أن كلا من البروتونات والنيوترونات تساهم بنفس القدر فى طاقة الربط للنواة وتعتبر النيوكليدات الأكثر استقرارا هى تلك التى تمتلك أكبر طاقة ربط لكل نيوكلليون. ويوضح الشكل (54) العلاقة بين طاقات الربط لكل نيوكلليون وعدد الكتلة.



شكل (54): العلاقة بين طاقة الربط وعدد الكتلة

**مثال (3) :**

احسب طاقة الربط وطاقة الربط لكل نيوكلليون فى ذرة الفلور 19،  
الكتلة (mass = 18.9984 amu.)

الحل:

يشتمل فلور - 19 على 9 بروتونات، 10 نيوترونات، كتلة 9 بروتونات و 10 نيوترونات هي على التوالي:

$$9 \times 1.007270 + 10 \times 1.008665 = 19.152134 \text{ amu.}$$

واحد مول من ذرات الفلور تزن 18.99840

$$\text{weight lost / mole} = 19.152134 \text{ gm/mole} - 18.99840 \text{ g/mole}$$

$$= 0.153734 \text{ g/mole}$$

$$\therefore \text{weight lost / atom} = 0.153734 \text{ gm/mole} \times \frac{1 \text{ mole}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atoms}}$$

$$= 2.55 \times 10^{-25} \text{ gm/atom}$$

$$\therefore E = mC^2$$

$$= (2.55 \times 10^{-25} \text{ gm}) (3 \times 10^{10} \text{ cm/sec})^2$$

$$= 2.30 \times 10^{-4} \text{ ergs}$$

$$\text{Mev} = 2.3 \times 10^{-4} \text{ erg} \times \frac{1 \text{ Mev}}{1.6 \times 10^{-6} \text{ ergs}} = 144 \text{ Mev/atom}$$

$$\text{or} \quad \text{Mev/nucleon} = \frac{144}{19} = 7.58 \text{ Mev/nucleon.}$$

### الانشطار النووي Nuclear fission

الانشطار هي عملية تنقسم فيها النواة إلى جزأين متماثلتي الكتلة، وقد لاحظ كلاً من " O. Hahn " و " F. Strassman " أنه عند قذف اليورانيوم بالنيوترونات يحدث انقسام أو تشطير لليورانيوم. وقد لوحظ أنه يمكن لليورانيوم  $^{235}_{92}\text{U}$  أن يستحث للانشطار بقذفه بنيوترونات منخفضة الطاقة ويمكن لعملية الانشطار أن تستحدث بطرق عديدة ويمكن بذلك فصل أو الحصول على عدد كبير من نواتج الانشطار. ويحدث الانشطار كنموذج تلقائي للتحلل ويمكن أن تتم عملية الانشطار كنتيجة لإثارة النواة في تفاعل نووي وتتضمن عملية الانشطار تعرض النواة إلى تشوه وتبدو في العديد من الصور كما هو مبين في شكل (55).



شكل (55): صور النواة عند مختلف مراحل الانشطار

يتضح من شكل (55) أن النواة الابتدائية كروية الشكل ولكي يتكون جزآن ذات حجوم مقارنة فلا بد لها أن تتشوه في شكل مستطيل. وفي الشكل المستطيل تزداد طاقة الوضع للنواة وباستمرار الاستطالة يقل التناظر بين الشحنات الكهربائية في القطع الناتجة وكذلك تقل طاقة الوضع للنظام. وفي النهاية يحدث انشطار نووي. وتنتج النيوترونات البطيئة الحركة في مفاعل نووي، ويمكن تخفيض سرعة النيوترونات بمساعدة بعض المهدئات المناسبة. والمهدئات المستخدمة عامة هي الجرافيت، البارافين أو الماء الثقيل ( $D_2O$ ) ولأى نظام انشطاري هناك حجم حرج قيمة دنيا للحجم الحرج أو أقل منه لا يمكن الحصول على السلسلة الانشطارية.

### مفاعلات مولدة Breeder Reactors

يعتبر أقل من 1% من اليورانيوم الموجود في الطبيعة قابل للانشطار، وهو نظير اليورانيوم (235). وتتواجد كميات كبيرة من يورانيوم  $^{238}_{92}U$  كمنتج ثانوي في إنتاج اليورانيوم  $^{235}_{92}U$ . ويمكن لليورانيوم  $^{238}_{92}U$  أن يتحول إلى بلوتونيوم انشطاري بلوتونيوم 239 وذلك بقذفه نيوترونات ويمكن بناء المفاعل من قلب من البلوتونيوم الانشطاري محاطا باليورانيوم  $^{238}_{92}U$ . وباستمرار انشطار البلوتونيوم، تحول النيوترونات غطاء اليورانيوم  $^{238}_{92}U$  إلى بلوتونيوم آخر. يولد المفاعل وقود أكثر من المستهلك منه ويستمر يورانيوم  $^{238}_{92}U$  بكمية كافية لعدة قرون.

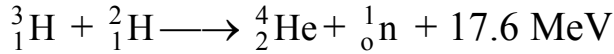
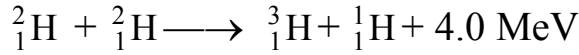
وبالتالي يمكن التغلب على المصانع النووية. ويعتبر المفاعل المولد أحد أهم مصادر القوى في المستقبل. ويمكن استخدام الطاقة المنطلقة في عملية الانشطار بطريقتين :

- (a) انطلاق طاقة عالية بطريقة لايمكن التحكم فيها مسبباً انفجاراً، وذلك كما هو الحال فى القنبلة الذرية.
- (b) انطلاق طاقة بطيئة نسبياً وبممكن التحكم فيها لإنتاج حرارة والتي يمكن استخدامها فى القوى الكهربائية.

## الاندماج النووي Nuclear Fusion

وتسمى التفاعلات النووية التى يتحول فيها النيوكليدات الخفيفة إلى أخرى ثقيلة تفاعلات اندماجية.

ويوجد هناك العديد من أمثلة التفاعلات الاندماجية وهى كالتالى:

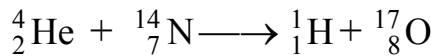


وتستخدم القنبلة الهيدروجينية فى اندماج العناصر الخفيفة فكمية الطاقة المنطلقة لكل وحدة كتل من الوقود تكون اكبر فى عمليات الاندماج. فالتفاعلات الاندماجية تكون مسئولة عن إنتاج الطاقة بالنجوم.

## النشاط الإشعاعى الصناعى Artificial Radioactivity

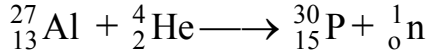
اكتشفت ظاهرة النشاط الاشعاعى الصناعى لأول مرة عن طريق العالم رذرفورد عام (1919).

وقد وجد أنه عندما تصطدم إشعاعات ألفا ( $\alpha$ ) من عنصر مشع، مثل: البلوتونيوم ( ${}^{214}_{84}\text{P}$ ) بكمية من النيتروجين  ${}^{14}_7\text{N}$  يحدث التفاعل النووى الممثل بالمعادلة التالية:

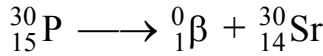


ويمكن اختصار كتابة التفاعل السابق بالطريقة الآتية  ${}^{14}\text{N}(\alpha, \text{P}){}^{17}\text{O}$  حيث يشير الرمز الأول خارج القوس إلى الهدف المقذوف. ويعبر الرمز الأول بين

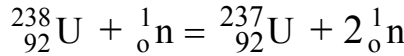
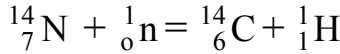
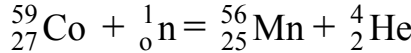
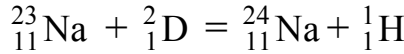
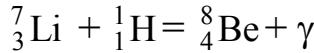
الأقواس عن القاذف الذى يتوجه إلى النواة، أما الرمز التالى بين الأقواس P هو عبارة عن الدقائق المنطلقة من النواة ويكون الرمز الأخير النيوكليد الناتج  $^{17}\text{O}$ . اكتشف كل من " I. Joilt " و " F. Joilt " أنه عندما يصطدم الألومنيوم بدقائق ألفا يصير المعدن نشطا إشعاعيا وذلك لتكوين ذرات الفوسفور.



وحيث إن  $^{30}_{15}\text{P}$  ليست موجودة فى الطبيعة فإن النيوكليد المستقر الوحيد هو  $^{31}_{15}\text{P}$  وتبعث بدقائق بيتا الموجبة مكونة نيوكليد مستقر وهو  $^{30}_{14}\text{Sr}$



وتكون بعض التفاعلات فى هذا المجال كالتالى :



وتختلف التفاعلات النووية عن التفاعلات الكيميائية العادية فى النقاط

التالية :

- التفاعلات النووية تتضمن تغيرا فى الأعداد الذرية.
- لايتغير مجموع أعداد الكتلة. تتغير كمية المادة تغيرا ملحوظا.
- تتحد الكميات لكل دقيقة بدلا من لكل مول.
- التفاعلات النووية هى تلك الخاصة بأنواع معينة من النيوكليدات وليست مخاليط من ايزوتوبات تتكون من عنصر معين.

## النظائر (الماكانات) Isotopes

نظائر العنصر هى ذرات تحتوى أنويتها على نفس العدد من البروتونات وتختلف فيما بينها فى عدد النيوترونات.



وتكون الثلاثة أنواع من ذرات الهيدروجين : ذرة البروتيوم والديوتيريوم والتريتيوم. وتسمى هذه الذرات نظائر الهيدروجين - أما الرصاص فيشتمل على ثلاث نظائر بأعداد كتلتها كالتالى 208, 207, 206. وتحتل النظائر للعنصر الواحد نفس المكان فى الجدول الدورى.

### التعرف على النظائر :

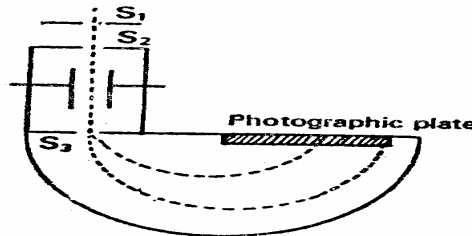
استخدم " Jhon. Thomson " فى عام 1912 الأشعة الموجبة لدراسة النظائر. وقد تحسنت هذه الطريقة عن طريق العالم " F.W. Aston "، ويسمى الجهاز الذى استخدمه أستون بجهاز " أستون لمطياف الكتلة " وهو مبين فى الشكل (56). تتكون الأيونات الموجبة للمادة المدروسة فى أنبوبة تفريغ وتتجمع وتمر خلال الفتحات  $S_1$ ,  $S_2$ . تتعرض هذه الأيونات لمجال كهربى ومغناطيسى معاكس لدرجة أن الأيونات الموجبة التى تنفذ من الفتحة  $S_3$  هى عبارة عن الموجات التى تعادلت فيها الإزاحة التى نتجت عن المجالين بمعنى أن :

$$Hev = \frac{mv^2}{r} \quad (89)$$

أو :

$$\frac{e}{m} = \frac{v}{Hr} \quad (90)$$

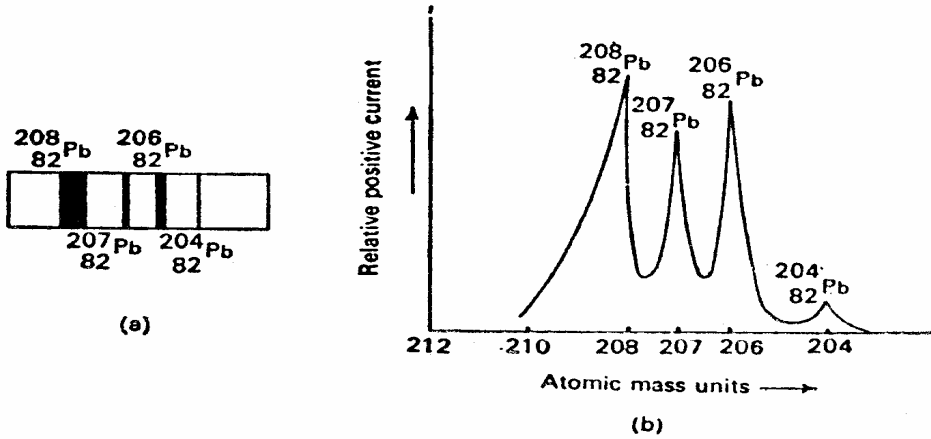
حيث  $r$  هى نصف قطر المسار الدائرى،  $m$  هى كتلة الإلكترون الذى يمر بسرعة  $v$ ،  $H$  هى قوة المجال المغناطيسى وتسير كل الأيونات بسرعة واحدة تحت هذه الظروف على الرغم من الاختلاف فى الكتلة. وتسمى هذه السرعة البؤرية.



شكل (56): جهاز أستون (مطياف الكتلة)

وتنتج جميع الأيونات التي تخص نظير واحد خطأ محمداً وتتحدد كتل أيونات النظائر من مواضع الخطوط وذلك بالمقارنة بالخط القياسي وبذلك يمكن فصل نظائر العنصر باستخدام جهاز مطياف الكتلة. ويتضح طيف الكتلة لمختلف نظائر الرصاص في الشكل (57) وتكون كتل النظائر أعداداً صحيحة ويحدث في بعض الأحيان حيوداً عن هذه القاعدة. وقد تقدم استون بقاعدة هامة تسمى الكسر المعبأ وهي

$$\text{Packing fraction} = \frac{\text{Isotopic atomic mass} - \text{mass number}}{\text{mass number}} \times 10^4$$



شكل (57): طيف الكتلة لعنصر الرصاص (a) على الفيلم (b) الطيف الناتج إلكترونياً تتناسب شدة الخطوط مع عدد الأيونات للنظير المدروس للرصاص.

## فصل النظائر The separation of Isotopes

تعتبر عملية فصل النظائر من الأعمال الصعبة عملياً وهناك طرقاً مختلفة لعملية الفصل. أهم الطرق هي :  
(a) طريقة انتشار الغاز :

يستفاد في هذه الطريقة من الاختلاف في سرعة انتشار نيوكليدات النظائر في الحالة الغازية. وحيث أن سرعة انتشار الغاز تتناسب عكسياً مع الجذر التربيعي للكثافة، يمكن أن يتم الفصل باستخدام عدد من وحدات الانتشار بالتتابع وتستخدم هذه الطريقة لفصل  $^{235}\text{UF}_6$  من  $^{238}\text{UF}_6$

باستخدام العديد من مراحل الانتشار والتي تعمل مثل عمود التجزئة المستخدم فى التقطير. ويمكن بذلك فصل 90% من  $^{238}_{92}\text{U}$  باستخدام هذه الطريقة.

### (b) طريقة الانتشار الحرارى :

يمكن استخدام هذه الطريقة بنجاح وقد اكتشفها العالم كلاوزيوس عام 1938 تتضمن الانتشار والحمل. ويحتوى الجهاز المستخدم على أنبوبة أسطوانية الشكل وعمودية طويلة، وتسخن هذه الأنبوبة كهرياً إلى درجة  $500^{\circ}\text{C}$ . والتدرج الحرارى بين السلك الساخن والحوائط الخارجية الباردة ينتج عنه أن الجزيئات (النظائر) الخفيفة تميل إلى التجمع قريبا من السلك الساخن، بينما الجزيئات الثقيلة تتجمع قريبا من الحائط البارد.

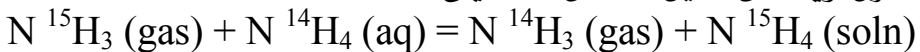
ويمكن الإسراع فى عملية الفصل، وذلك باستغلال تيارات الحمل فى الأنبوبة التى تحمل الجزيئات قريبا من السلك الدافئ. وتستخدم هذه الطريقة للفصل التام لأيزوتوبات الكلور وهى  $^{35}_{17}\text{Cl}$ ،  $^{37}_{17}\text{Cl}$ .

### (c) الطريقة الكهرومغناطيسية :

يمكن تنشيط شعاع من الأيونات الموجبة من مصدر مناسب وذلك بإمراره خلال مجال كهربي ثم ينحرف الشعاع مرة أخرى بامرارة خلال مجال مغناطيسى. بوضع فتحة مجمعة فى الأماكن المناسبة يمكن فصل الأيونات المختلفة وتستخدم هذه الطريقة فى فصل نظائر العديد من العناصر خصوصا عناصر الليثيوم والبوتاسيوم والروبيديوم.

### (d) طريقة التبادل الكيميائى :

تعتمد هذه الطريقة على الحقيقة القائلة بأن النظائر المختلفة لعنصر واحد تختلف فى نشاطها الكيميائى. وهذه الميول المختلفة تتضح فى حالة العناصر الخفيفة والتي فيها تكون الفروق فى كتل النظائر كبيرا. فلنأخذ على سبيل المثال: تبادل نظائر النيتروجين ذات العدد الكتلى  $^{14}\text{N}$  و  $^{15}\text{N}$  على الترتيب وذلك بين غاز الأمونيا وأيونات الأمونيوم الموجودة على هيئة ملح أمونيومى فى المحلول. ويمكن تمثيل التفاعل كما يلى:



وبعد الوصول لحالة الاتزان فى أعمدة التبادل، يمكن التخلص من  $^{15}\text{N}$  على هيئة نترات. وقد استخدم " يورى " طريقة التبادل الكيميائي لتعيين حرارة البحار وذلك فى مدى ( $1^\circ\text{C}$ ) وذلك من  $^{18}\text{O}$ : $^{16}\text{O}$  كنسبة واحد منهم للآخر وذلك فى ترسيبات من أصداف لحفريات ما قبل التاريخ.

**الهيدروجين الثقيل** : بفحص طيف الهيدروجين أثبت " يورى " عام 1931، وجود نظير للهيدروجين كتلته 2 ويسمى الهيدروجين الثقيل أو " الديوتيريوم ". وتسمى المياه المحتوية على الهيدروجين الثقيل تسمى " الماء الثقيل " ( $\text{D}_2\text{O}$ ). والجدول (1) يبين بعض خواص الماء الثقيل والماء العادى.

### تطبيقات على النظائر :

توجد استعمالات كثيرة للنظائر المشعة المعروفة وفيما يلى يوجد تقرير مختصر لبعض استخدامات النظائر المشعة. ويسمى فرع الكيمياء المستخدم فيها النظائر المشعة لدراسة المسائل الكيميائية يسمى الكيمياء الإشعاعية. وتستخدم النظائر المشعة أحيانا لتتبع خط سير التفاعل وذلك لأن نظائر العنصر المستخدم تتصرف من الوجهة الكيميائية بسلوك مشابه للعنصر العادى ولكن لها كتلة مختلفة أو يكون لها نشاط اشعاعى. وتسمى هذه المواد بالأدلة أو مقتنيات الأثر.

نظائر كل من الكربون والأكسوجين والنيوتروجين تستخدم لتتبع خط السير. وتستخدم هذه العناصر فى مختلف العمليات الكيميائية والفسولوجية. جدول رقم (1) : الخصائص الفيزيائية لكل من: الماء الثقيل  $\text{D}_2\text{O}$ ، والماء العادى  $\text{H}_2\text{O}$ .

الماء الثقيل $\text{D}_2\text{O}$	الماء العادى $\text{H}_2\text{O}$	الخاصية
1.1079 gm/c.c	1.0000 gm/c.c	الكثافة عند $25^\circ\text{C}$
$11.6^\circ$	$4^\circ$	الكثافة القصوى عند
$3.82^\circ$	$0.00^\circ\text{C}$	نقطة التجمد
$101.42^\circ$	$100.0^\circ\text{C}$	نقطة الغليان
$67.8 \text{ dyne cm}^{-1}$	$72.75 \text{ dyne cm}^{-1}$	الشدة السطحي ( $20^\circ\text{C}$ )
16.85 millipoise	13.10 millipoise	اللزوجة ( $10^\circ\text{C}$ )

ويمكن للنظائر المشعة أن تستخدم لقياس السطح النوعى لبعض المواد الصلبة، ففي الكيمياء التحليلية يمكن استخدام النظائر المشعة فى العديد من التطبيقات. فعلى سبيل المثال: يمكن تحديد ذوبانية المواد التى لها ذوبانية منخفضة جدا وذلك فى دراسة فصل العناصر. كما تستخدم النظائر المشعة أيضا فى تحديد عمر العناصر أو المعادن، وكذلك فى التحليل التشيطى والتحليل التخفيف بالايزوتوبات.

النظائر المشعة لها العديد من الاستخدامات البيولوجية والطبية. فالأنسجة المصابة بالسرطان تكون سريعة التأثر بالإشعاعات النووية. وتستخدم العناصر الإشعاعية الطبيعية، مثل:  $Ra^{226}$ ،  $Rn^{222}$  لعدة سنوات للتخلص من الخلايا السرطانية، ويستخدم كوبلت  $Co^{60}$  لعلاج السرطان. كما يستخدم اليود  $I^{131}$  لعلاج أورام الغدة الدرقية. كذلك تستخدم النظائر المشعة أيضاً فى التشخيص للعديد من الأمراض.

ويستخدم الكربون  $C^{14}$  لدراسة عملية التمثيل الضوئى ولتتبع تحولات الدهون والكربوهيدرات والبروتينات فى الأنسجة الحية. ويستخدم كبريت  $S^{32}$  لتتبع عملية التمثيل الحيوى للبروتين. ويستخدم أيضا الفوسفور  $P^{32}$  لتحديد مواضع ومدى أورام المخ. ومما سبق يتضح أن النظائر المشعة لها استخدامات مفيدة فى تشخيص وعلاج العديد من الأمراض الخطيرة.



## أسئلة على الباب الرابع

(1) ما أنواع الإشعاعات فى العناصر ذات النشاط الإشعاعى، وكيف تفرق بينهم ؟

(2) (a) وضح ما المقصود بفترة نصف العمر بالنسبة للمادة المشعة ؟

(b) فى عينة من اليورانيث وهى خام يحتوى على اليورانيوم وجد من التحليل الكيمياءى لهذه العينة أنها تحتوى على عنصر الرصاص بكمية قدرها 0.214 g لكل جرام يورانيوم. بفرض ان الرصاص نتج عن التحلل الإشعاعى لعنصر اليورانيوم وذلك أثناء التكوين الجيولوجى لخام اليورانيث وبحيث يمكن اهمال كل نظائر اليورانيوم بخلاف  $U^{238}$ . إحسب مستخدما القيم السابقة. متى تكونت الخام فى القشرة والأرضية علما بان فترة العمر النصفى لليورانيوم  $U^{238}$  هى  $4.5 \times 10^9$  سنة ؟

(3) اشرح ما المقصود بثابت التحلل الإشعاعى. ما هى علاقة هذا الثابت بفترة نصف العمر للمادة المشعة. فترة نصف العمر لعنصر  $^{226}\text{Ra}$  الرادىوم 1620 سنة ؟

(a) إحسب ثابت التحلل للعنصر بوحدات الثوانى ؟

(b) إحسب عدد مرات تحلل 1 جرام من عنصر الرادىوم  $^{226}\text{Ra}$  ؟

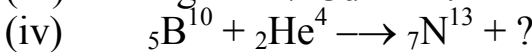
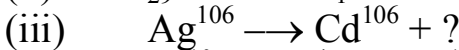
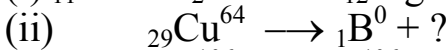
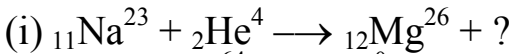
(4) حدد أعداد البروتونات والنيوترونات والالكترونات فى كل من الذرات التالية:

(i)  $G^{70}$ , (ii)  $Ge^{72}$ , (iii)  $Be^9$ , (iv)  $U^{235}$

(5) اكتب النص ثم اشرح قانون إزاحة المجموعات فى النشاط الإشعاعى، ثم وضح كيف أمكن لهذا القانون أن يؤدى الى فكرة النظائر المشعة ؟

(6) (a) اكتب مذكرة مختصرة عن النشاط الإشعاعى الصناعى !!

(b) اكمل المعادلات التالية :



(7) (a) اشرح الفرق بين الانشطار النووى والاندماج النووى !!

(b) وجد أنه يمكن استخدام تفاعل الاندماج النووى



وذلك لإنتاج قوى كهربية صناعية. فإذا كانت الطاقة الناتجة هي 50,000 Kilo watts وتستخدم طاقة التفاعل السابق بكفاءة قدرها

30% ماهو عدد جرامات وقود الديوتيريوم اللازمة فى اليوم الواحد ؟

(8) فى النشاط الاشعاعى الطبيعى أعطى يورانيوم  $^{238}\text{U}$  دقائق ألفا  $\alpha$  وسميت

النواه الناتجة  $\text{UX}_1$  وقد اعطت  $\text{UX}_1$  بدقائق بيتا  $\beta$  وسميت النواه الناتجة

بعد ذلك بالرمز  $\text{UX}_2$  احسب الاعداد الذرية والكتل الذرية لكل من

$\text{UX}_1$  ،  $\text{UX}_2$  ؟

(9) اكتب عن مطياف الكتلة لأستون. وضح استخدام هذا الجهاز ليتينين :

(a) الأوزان الجزيئية للنظائر !! (b) فى تقدير نسبة تواجد النظائر !!

(10) يحتوى عنصر الماغنسيوم على ثلاثة نظائر طبيعية بالكتل ونسبة توافرها

كالتالى :

23.98 (78.60%), 24.98 (10.11%), 25.98 (11.29%)

إحسب الكتلة الحقيقية لخليط النظائر ؟

(11) اكتب مذكرات مختصرة عن :

(a) السلسلة الاشعاعية !!

(b) القأريخ بالكربون !!

(c) التركيب النووى !!

(d) فصل النظائر !!

(e) استخدام النظائر المشعة !!







جدول ( 1 )  
وحدات النظام العالمي الأساسية

Basic SI Units

رمز الوحدة	إسم الوحدة	الكمية الفيزيائية
m	المتر	الطول
Kg	الكيلوجرام	الكتلة
S	الثانية	الزمن
A	الأمبير	التيار الكهربى
K	كلفن	درجة الحرارة في الديناميكا الحرارية
mol	المول	كمية المادة

جدول ( 2 )  
وحدات مستنبطة من الوحدات الأساسية  
Derived SI Units

رمز الوحدة	إسم الوحدة (الإسم الخاص ورمزه)	الكمية الفيزيائية
$m^2$	متر مربع	المساحة
$m^3$	متر مكعب	الحجم
$Kg.m^{-3}$	كيلو جرام لكل متر مكعب	الكثافة
$m.s^{-1}$	متر لكل ثانية	السرعة
$m.s^{-2}$	متر لكل ثانية تربيع	العجلة
$Kg.m.s^{-2} = J.m^{-1}$	نيوتن (N)	القوة
$N.m^{-2}$	نيوتن لكل متر مربع	الضغط
$Kg.m^2.s^{-2}=N.m$	جول (J)	الطاقة
$Kg.m^2.s^{-3}=J.s^{-1}$	وات (W)	القدرة (قوة كهربية)
A.S	كولوم (C)	الشحنة الكهربائية
$Kg.m^2.s^{-3}.A^{-1}=J.A^{-1}.s^{-1}$	فولت (V)	فرق الجهد الكهربى
$Kg.m^2.s^{-3}.A^{-2}=J.V.A^{-1}$	أوم ( $\Omega$ )	المقاومة الكهربائية
$A^2.S^4.Kg^{-1}.m^{-2}=A.S.V^{-1}$	فاراد (F)	السعة الكهربائية

جدول ( 3 )  
بعض المقاطع الأمامية تبعاً لـ SI

المضاعفات	الرمز	المقطع	المضاعفات	الرمز	المقطع
10	da	ديكا	10 <sup>-1</sup>	d	ديسي
10 <sup>2</sup>	h	هيكتا	10 <sup>-2</sup>	c	سنتي
10 <sup>3</sup>	k	كيلو	10 <sup>-3</sup>	m	ميلي
10 <sup>6</sup>	M	ميغا	10 <sup>-6</sup>	□	ميكرو
10 <sup>9</sup>	G	جيجا	10 <sup>-9</sup>	n	نانو
10 <sup>12</sup>	T	تيرا	10 <sup>-12</sup>	p	بيكو
10 <sup>15</sup>	P	بيتا	10 <sup>-15</sup>	f	فيمنو
10 <sup>18</sup>	E	إكسا	10 <sup>-18</sup>	a	أتو

جدول ( 4 )  
معاملات التحويل

1 Å	=	10 <sup>-10</sup> m.
1 Liter	=	10 <sup>-10</sup> m <sup>3</sup> .
1 atm	=	101.325 N.m <sup>-2</sup>
0°C	=	273.15° K.
1 erg	=	10 <sup>-7</sup> J.
1 Cal	=	4.1840 J.
1 e V	=	1.6022 x 10 <sup>-9</sup> J.
h e	=	1.9865 x 10 <sup>-23</sup> J.cm

جدول ( 5 )  
قيم الثوابت الأساسية

قيمة الثابت	الرمز	إسم الثابت
2.997925 x 10 <sup>10</sup> cm/s 2.997925 x 10 <sup>8</sup> m/s	C	سرعة الضوء
6.6262 x 10 <sup>-27</sup> erg.s 6.6262 x 10 <sup>-34</sup> J.s	h	ثابت بلانك
1.38062 x 10 <sup>-16</sup> erg/abs.erg K <sup>-1</sup> 1.38062 x 10 <sup>-16</sup> erg/abs.erg K <sup>-1</sup>	k	ثابت بولتزمان
4.80325 10 <sup>10</sup> esu. 1.60219 x 10 <sup>-19</sup> Coloumb	e	شحنة الإلكترون
6.022169 x 10 <sup>23</sup> molecules/mol	N <sub>A</sub>	عدد أفوجادرو
82.055 cm <sup>3</sup> .atm/abs.mol 0.082054 L. atm/abc.mol 8.3134 J/abs.mol 1.9872 Cal/abc.mol	R	الثابت العام للغازات
9.64867 x 10 <sup>4</sup> abs. Coloumb/Eq.wt.	F	ثابت فاراداي
2.3060 x 10 <sup>4</sup> Cal/mol	eV	إلكترون فولت

جدول ( 6 ) بعض الكميات الفيزيائية			
رمز الوحدة	إسم الوحدة	الرمز	الكمية الفيزيائية
m	متر	$\ell$	الطول
kg	كيلو جرام	M	الكتلة
s	ثانية	T	الزمن
A	أمبير	I	التيار الكهربى
k	كلفن	T	درجة الحرارة الثرموديناميكية
mol	مول	N	كمية المادة
cd	كانديلا	$I_V$	شدة الإستضاءة
$N=kg\ m\ s^{-2}$	نيوتن	F	القوة
$Nm^{-2}=kg\ m^{-1}\ s^{-2}$	.....	P	الضغط
$J=Nm = kg\ m^2\ s^{-2}$	جول	H, U, E	الطاقة
$J\ k^{-1}$	.....	S	الأنتروبى
$mol\ dm^{-3}\ s^{-1}$	.....	dc/dt	السرعة
$dm^{3n}\ mol^{-n}\ s^{-1}$	.....	$k_r$	ثابت السرعة
.....	.....	.....	رتبة التفاعل
$J\ mol^{-1}$	.....	$E^*$ $E_{a\text{و}}$	طاقة التنشيط
$M^{-3}\ s^{-1}$	.....	Z	سرعة التصادم
ليس له وحدة	.....	$\phi$	منتج الكم
$s^{-1}$	هرتز	$\nu$	التردد

جدول ( 7 ) الحروف الأبجدية اليونانية المستخدمة في الكتاب					
المضاعفات	الرمز	المقطع	المضاعفات	الرمز	المقطع
$\rho$	رو	L	أبوتا	$\square$	ألفا
$\sigma$	سيجما	K	كابا	$\square$	بيتا
$\tau$	تاو	$\lambda$	لامبدا	$\gamma$	جاما
$\upsilon$	أبسيلون	$\mu$	ميو	$\delta$	دلتا
$\phi$	فاى	$\nu$	نيو	$\varepsilon$	إبسلون
$\chi$	كاى	$\xi$	زى	$\xi$	زيتا
$\Psi$	إبساى	$\omicron$	أميكرون	$\eta$	إيتا
$\omega$	أوميغا	$\pi$	باى	$\theta$	ثيتا

جدول ( 8 ) بعض الثوابت الهامة		
980.7 cm. sec <sup>-2</sup> 980.7 dyne g <sup>-1</sup>	=	عجلة الجاذبية الأرضية (g)
13.5955g/cm <sup>3</sup>	=	كثافة الزئبق عند 0°C
13.5340 g/cm <sup>3</sup>	=	كثافة الزئبق عند 25°C
1000.028 cm <sup>3</sup>	=	الليتر (ℓ)
4.184 Joules	=	١ كالورى (cal.)
10 <sup>7</sup> erg.	=	١ جول
96500 Coulombo equiv <sup>-1</sup> 23060 Col volt <sup>-1</sup> equiv <sup>-1</sup>	=	١ فاراداي (F)
6.025 x 10 <sup>23</sup> mole <sup>-1</sup>	=	عدد أفوجادرو (N)
8.314 Joules deg <sup>-1</sup> mole <sup>-1</sup> 0.082 l. atm. deg <sup>-1</sup> mole <sup>-1</sup>	=	الثابت العام للغازات (R)
R / N 1.38 x 10 <sup>-16</sup> erg. deg <sup>-1</sup> mole <sup>-1</sup>	=	ثابت بولتزمان (K)
6.62 x 10 <sup>-27</sup> erg. sec	=	ثابت بلانك (h)
2.99 x 10 <sup>10</sup> cm. sec <sup>-1</sup>	=	سرعة الضوء (C)
F/N = 1.6 x 10 <sup>-19</sup> coulomb. 1.6 x 10 <sup>-20</sup> e.m.u.	=	شحنة الإلكترون (e)
5.17 x 10 <sup>17</sup> e.s.u.lg.	=	شحنة الإلكترون النوعية (e/m)
9.1 x 10 <sup>-28</sup> g. = $\frac{e}{e/m}$	=	كتلة الإلكترون (m)
$\frac{9.1 \times 10^{-28}}{1.673 \times 10^{-24}} = \frac{1}{1837}$	=	النسبة كتلة الإلكترون كتلة ذرة الهيدروجين
1.00027 = $\frac{16.0044}{16.0000}$	=	النسبة الوزن الذرى الفيزيائى الوزن الذرى الكيميائى
1.6 x 10 <sup>-12</sup> erg.	=	1 إلكترون فولت (ev)
1.6 x 10 <sup>-9</sup> erg.	=	1 كيلو إلكترون فولت (kev)
1.6 x 10 <sup>-6</sup> erg.	=	1 مليون إلكترون فولت (Mev)
10 <sup>-14</sup> at 25°C	=	الحاصل الأيونى للماء (Kw)
Log <sub>e</sub> x = 2.303 log <sub>10</sub> x	=	تحويل log <sub>10</sub> إلى log <sub>e</sub> x

جدول ( 9 )

الأعداد والأوزان الذرية للعناصر

	<i>Symbol</i>	<i>Atomic number</i>	<i>Atomic weight</i>
Actinium	Ac	89	[227]
Aluminum	Al	13	26.9815
Americium	Am	95	[243]
Antimony	Sb	51	121.75
Argon	Ar	18	39.948
Arsenic	As	33	74.9216
Astatine	At	85	[210]
Barium	Ba	56	137.34
Berkelium	Bk	97	[247]
Beryllium	Be	4	9.01218
Bismuth	Bi	83	208.980
Boron	B	5	10.81
Bromine	Br	35	79.904
Cadmium	Cd	48	112.40
Calcium	Ca	20	40.08
Californium	Cf	98	[251]
Carbon	C	6	12.011
Cerium	Ce	58	140.12
Cesium	Cs	55	132.905
Chlorine	Cl	17	35.453
Chromium	Cr	24	51.996
Cobalt	Co	27	58.9332
Copper	Cu	29	63.546
Curium	Cm	96	[247]
Dysprosium	Dy	66	162.50
Einsteinium	Es	99	[254]
Erbium	Er	68	167.26
Europium	Eu	63	151.96
Fermium	Fm	100	[257]
Fluorine	F	9	18.9984
Francium	Fr	87	[223]
Gadolinium	Gd	64	157.25
Gallium	Ga	31	69.72
Germanium	Ge	32	72.59
Gold	Au	79	196.967
Hafnium	Hf	72	178.49
Hahnium	Ha	105	[262]

	<i>Symbol</i>	<i>Atomic number</i>	<i>Atomic weight</i>
Helium	He	2	4.00260
Holmium	Ho	67	164.9304
Hydrogen	H	1	1.0079
Indium	In	49	114.82
Iodine	I	53	126.9045
Iridium	Ir	77	192.22
Iron	Fe	26	55.847
Krypton	Kr	36	83.80
Lanthanum	La	57	138.9055
Lawrencium	Lr	103	[260]
Lead	Pb	82	207.2
Lithium	Li	3	6.941
Lutetium	Lu	71	174.87
Magnesium	Mg	12	24.305
Manganese	Mn	25	54.9380
Mendelevium	Md	101	[258]
Mercury	Hg	80	200.59
Molybdenum	Mo	42	95.94
Neodymium	Nd	60	144.24
Neon	Ne	10	20.179
Neptunium	Np	93	237.0482
Nickel	Ni	28	58.70
Niobium	Nb	41	92.9064
Nitrogen	N	7	14.0067
Nobelium	No	102	[259]
Osmium	Os	76	190.2
Oxygen	O	8	15.9994
Palladium	Pd	46	106.4
Phosphorus	P	15	30.9738
Platinum	Pt	78	195.09
Plutonium	Pu	94	[244]
Polonium	Po	84	[210]
Potassium	K	19	39.098
Praseodymium	Pr	59	140.9077
Promethium	Pm	61	[147]
Protactinium	Pa	91	231.0359
Radium	Ra	88	226.0254
Radon	Rn	86	[222]
Rhenium	Re	75	186.207
Rhodium	Rh	45	102.905
Rubidium	Rb	37	85.4678

	<i>Symbol</i>	<i>Atomic number</i>	<i>Atomic weight</i>
Ruthenium	Ru	44	101.07
Rutherfordium	Rf	104	[257]
Samarium	Sm	62	150.4
Scandium	Sc	21	44.9559
Selenium	Se	34	78.96
Silicon	Si	14	28.086
Silver	Ag	47	107.868
Sodium	Na	11	22.9898
Strontium	Sr	38	87.62
Sulfur	S	16	32.06
Tantalum	Ta	73	180.948
Technetium	Tc	43	98.9062
Tellurium	Te	52	127.60
Terbium	Tb	65	158.9254
Thallium	Tl	81	204.37
Thorium	Th	90	232.038
Thulium	Tm	69	168.934
Tin	Sn	50	118.69
Titanium	Ti	22	47.90
Tungsten	W	74	183.85
Uranium	U	92	238.029
Vanadium	V	23	50.9414
Xenon	Xe	54	131.30
Ytterbium	Yb	70	173.04
Yttrium	Y	39	88.9059
Zinc	Zn	30	65.38
Zirconium	Zr	40	91.22



## المراجع

### أولاً : المراجع العربية :

- ١- الكيمياء الفيزيائية، جوردون م. باور، الدار الدولية للنشر والتوزيع، دار ماكجروهيل للنشر، 1990م.
- ٢- الكيمياء العامة، فريدريك لونغو، منشورات مجمع اللغة العربية الأردني، 1981م.
- ٣- الكيمياء، ميشيل ج. سينكو، روبرت أ. بلان، دار ماكجروهيل للنشر، 1981م.
- ٤- أساسيات الكيمياء العامة، د. حسن أحمد شحاتة، مكتبة الدار العربية للكتاب، القاهرة، 2006م.
- ٥- أسس الكيمياء العامة، د. عباس عباس العوضى وآخرون، 1988م.

### ثانياً : المراجع الأجنبية :

- 6- Atkins, P.W. : Molecular Quantum Mechanics. 2d ed., Oxford University Press, 1983.
- 7- Blinder, S.M. : Advanced Physical Chemistry, Macmillan, 1969.
- 8- Brand, J.C.M., J.C. Speakman and J.K. Tyler : Molecular Structure, 2d ed., Halsted, 1975.
- 9- Chang, R. : Basic Principles of Spectroscopy. McGraw-Hill, 1971.
- 10- Davidson, N.R. : Statistical Mechanics. McGraw-Hill, 1962.
- 11- Davis, J.C. : Advanced Physical Chemistry, Wiley – Interscience, 1965.
- 12- Dekock, R.L., and H.B. Gray : Chemical Bonding and Structure, Benjamin/Cummings, 1980.
- 13- Gats, C.R. : Introduction to Quantum Chemistry, Merrill, 1971.
- 14- Hanna, M.W. : Quantum Mechanics in Chemistry, 3<sup>rd</sup> ed., Benjamin/Cummings, 1981.
- 15- Karplus, M., and R.N. Porter : Atoms and Molecules, Benjamin, 1970.
- 16- Lowe, J.P. : Quantum Chemistry, Academic, 1978.
- 17- McQuarrie, D.A. : Quantum Chemistry, University, Science Books, 1983.
- 18- Pitzer, K.S. : Quantum Chemistry, Prentice-Hall, 1958.

\*\* \*\* \* \* \*