

المحاضرة الأولى

البنية الإلكترونية

البنية الالكترونية للذرة

مقدمة

لم يكن تركيب الذرة معروفا بصورة واضحة حتى جاء العالم الانكليزي جون دالتون John Dalton 1803 بنظريته الذرية. فقبل هذا التاريخ طرحت تساؤلات عديدة حول الجوهر الاساس للمادة ، وقد احتدم الجدل بين الفلاسفة الاغريق حول عدم امكانية الاستمرار في تقسيم المادة الى وحدات اصغر، حيث لا بد ان نصل في النهاية الى جسيمات نهائية اطلق عليها الذرات وهي مشتقة من الكلمة الاغريقية Atomas ومعناها غير قابل للقطع.

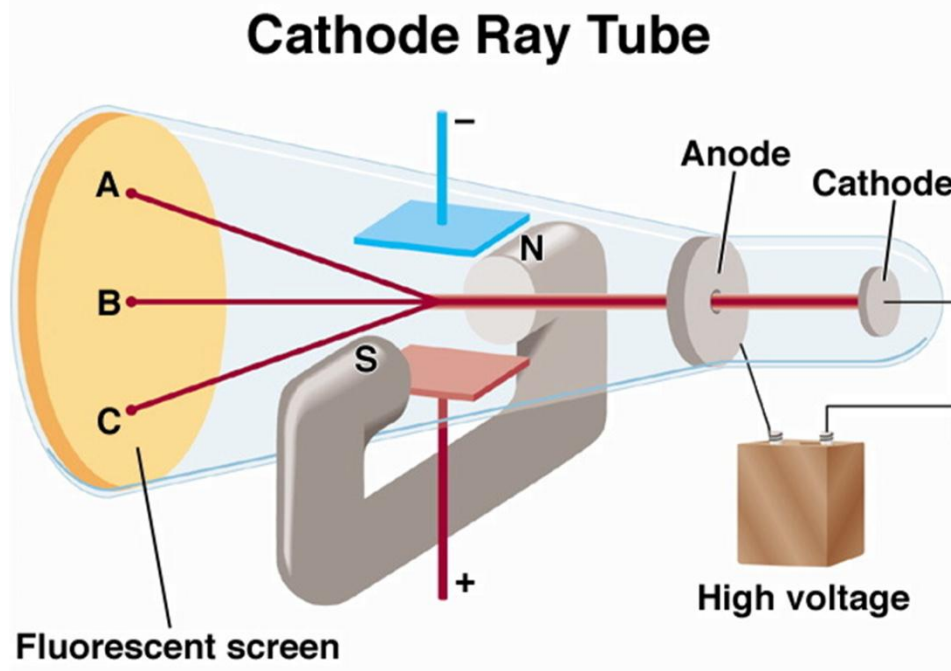
كان دالتون اول من عرض موضوعا علميا عن النظرية الذرية وكان وقتها معلما في إحدى مدارس أنكلترا. من الانجازات التي قام بها دالتون هو شرح التركيب الثابت للمركبات وتطرق في نظريته الى امكانية اتحاد ذرات العناصر لتكوين جسيمات اكثر تعقيدا سماها الجزيئات، والتي هي ابسط وحدات المركبات. ويمكن التعبير عن نظرية دالتون الذرية بالفروض التالية:

- 1- تتكون المادة من جسيمات صغيرة غير قابلة للانقسام يطلق عليها الذرات.
- 2- ذرات العنصر الواحد تتشابه مع بعضها في الخواص وتختلف عن ذرات العناصر الاخرى.
- 3- عندما تتحد الذرات في التفاعلات الكيميائية او عندما تتحطم الجزيئات الى ذرات منفصلة لا يحدث تغيير للذرات نفسها.
- 4- التفاعل الكيميائي هو اتحاد الذرات لتكوين الجزيئات بنسب بسيطة مثل 1:1، 1:2، 1:3، 2:3، او غيرها من النسب.

وبالرغم من ان بعض فرضيات نظرية دالتون الذرية كانت تبدو غير صحيحة الا ان النظرية عموما كانت من احسن الاكتشافات العلمية في وقتها.

الطبيعة الكهربائية للمادة Electrical Nature of Matter

أوضحت التجارب التي قام بها العالم مايكل فاراداي Michael Faraday عام 1834 ان المادة لها طبيعة كهربائية. حيث تم أثبات ان التغيرات الكيميائية يمكن ان تحدث عند امرار الكهرباء عبر المحاليل المائية للمركبات الكيميائية. وقد دفع ذلك العالم ستوني Stoney الى ان يفترض وجود جسيمات سماها بالالكترونات. بدأ العلماء بالقيام بمجموعة من التجارب وذلك في نهاية القرن التاسع عشر، تنصب على دراسة مرور التيار الكهربائي في الانابيب المفرغة غازيا. ولقد تم اكتشاف الالكترون من قبل العالم تومسن Thomson عام 1897 باستخدام انبوبة اشعة المهبط Cathode Tube. حيث تتألف هذه الانبوبة الموضحة في الشكل 1-1 من قطبين احدهما موجب والاخر سالب، مربوطين بمصدر للتيار الكهربائي ذي جهد عال يبلغ حوالي 20000 فولت. هذه الاقطاب مثبتة داخل انبوبة من الزجاج، لها فتحة يمكن من خلالها تفريغ الهواء. ان القطب السالب يبعث بالالكترونات، والتي تتسارع باتجاه اليمين، وتمر من خلال فتحة موجودة في الانود، على شكل حزمة ضيقة، تسقط في النهاية على حاجز كاشف من مادة مفسفرة موجودة في نهاية الانبوبة، وتنتج بقعة مضيئة.



J.J. Thomson, measured mass/charge of e^-

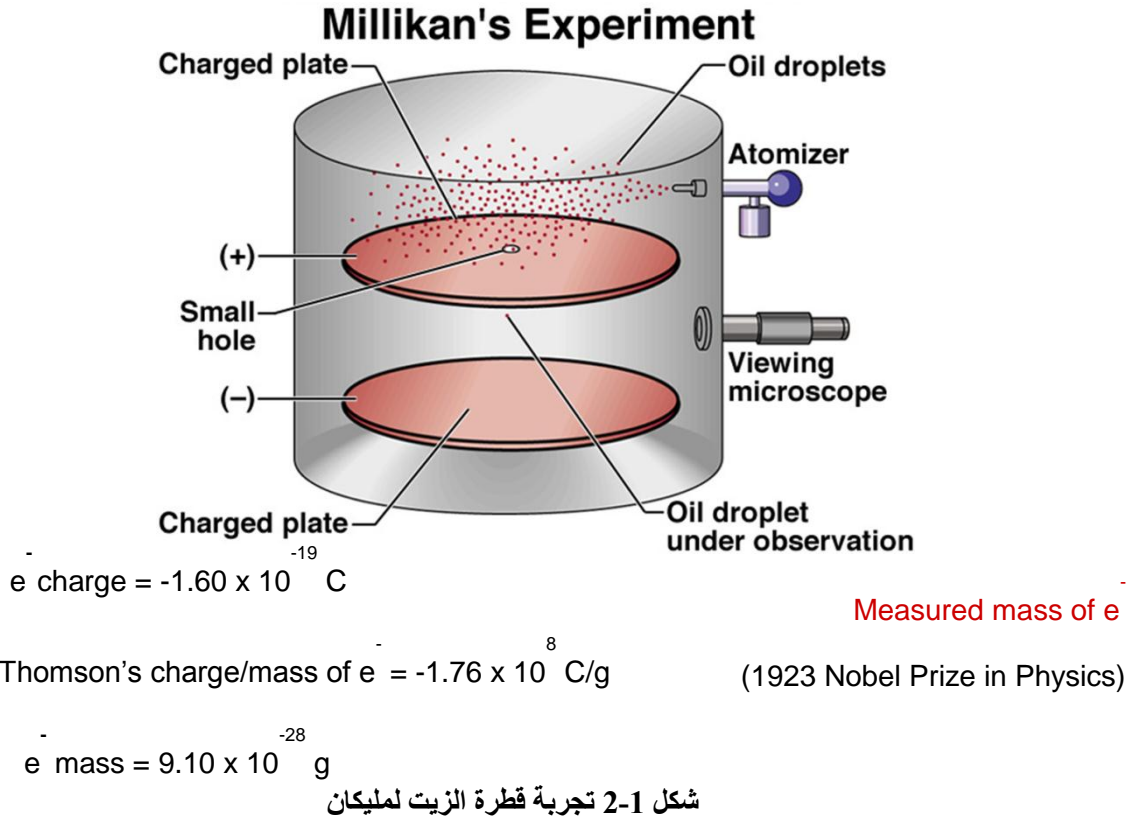
(1906 Nobel Prize in Physics)

شكل 1-1 انبوبة اشعة المهبط

عند تعريض هذا الشعاع الى مجال كهربائي ضعيف من خلال لوحين مشحونتين، اعلى واسفل الانبوبة احدهما موجبة والاخرى سالبة، فإن الشعاع ينحرف نحو اللوحة الموجبة ويسقط على النقطة A. وقد لوحظ ان كمية الانحراف تتناسب طرديا مع شحنة الجسيم، وعكسيا مع كتلته. كما انه عند مرور مجال مغناطيسي بشكل متعامد مع المجال الكهربائي، فإن الالكترونات تنحرف باتجاه معاكس لاتجاه انحرافها نتيجة لمرور التيار الكهربائي. أما عند ايقاف مرور التيار الكهربائي فإن شعاع الالكترونات ينحرف تحت تأثير المجال المغناطيسي ويسقط على النقطة C. ولقد قام تومسون بحساب النسبة بين شحنة الالكترون وكتلته e/m من مقدار المجال الكهربائي والمجال المغناطيسي، وذلك من خلال تسليط مجال مغناطيسي معلوم، وحدد مدى انحراف شعاع الالكترونات، ثم سلط بعد ذلك تيارا كهربائيا من خلال اللوحين حتى عاد الشعاع الى مساره الاصلي المستقيم، حيث وجد ان القيمة e/m تساوي 1.76×10^{-8} كولوم/غم.

شحنة الالكترون Charge of Electron

تمكن العالم مليكان Millikan عام 1917 من تحديد شحنة الالكترون ومن ثم كتلته، وذلك من خلال تجربة قطرة الزيت الموضحة في الشكل 1-2. حيث سلط رشاشا من قطيرات زيتية فوق لوحين معدنيين مثبتين بصورة متوازية في وعاء، واللوح فيه ثقب صغير لمرور قطرات الزيت.

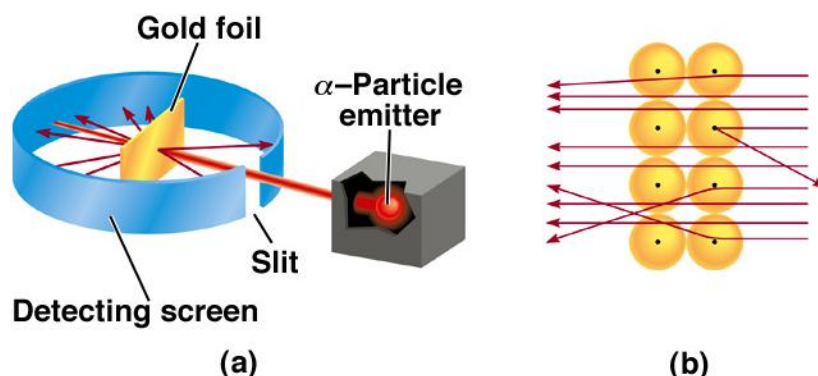


عند هبوط قطرات الزيت ومرورها من خلال الفتحة في اللوح العلوي ، تسلط أشعة أكس X-Rays لفترة قصيرة من الزمن، لاجراج الالكترونات من ذرات الغاز. تقوم قطرات الزيت بألتقاط الالكترونات وبذلك تنشحن بشحنة سالبة. وعند شحن اللوحة العليا بشحنة موجبة والسفلى بشحنة سالبة، يمكن إيقاف حركة قطرات الزيت السالبة الشحنة، الى الاسفل ، بسبب انجذابها الى الشحنة الموجبة في اللوح العلوي وتنافرها مع اللوح السفلي. ومن خلال ايجاد الكتلة المقاسة من معدل الهبوط في غياب المجال الكهربائي، وايجاد كمية شحنة اللوحين، والتي تعبر عن كمية الشحنة اللازمة لابقاء القطرة معلقة، حسب مليكان كمية شحنة القطرة، فوجد ان شحنة قطرة الزيت تكون دائما مضاعفا للمقدار 1.60×10^{-19} كولوم. وعلل ذلك بأن قطرة الزيت بأمكانها التقاط اعداد صحيحة من الالكترونات، لهذا فإن الشحنة الكلية للقطرة لا بد وان تكون مضاعفا لشحنة الالكترون المنفرد. واقترح مليكان من خلال هذه التجربة، بأن شحنة الالكترون تساوي 1.60×10^{-19} كولوم. وبعد معرفة شحنة الالكترون، أصبح بالإمكان التعرف على كتلته والتي هي 9.10×10^{-28} غرام وذلك من خلال المقدار e/m المعلوم سابقا.

Rutherford's Experiment تجربة رذرفورد

قدم العالم أرنست رذرفورد Ernest Rutherford عام 1911 ومساعداه، مفاهيم مهمة عن تركيب الذرة، عند دراستهم أثر أشعة ألفا على صفيحة رقيقة من الذهب والذي أختبر لكونه مرنا ويمكن طرده على شكل صفائح رقيقة. يوضح الشكل 1-3 تجربة رذرفورد حيث تنطلق اشعة α من عنصر البولونيوم المشع وتمر على لوح سميك من الرصاص به ثقب يقوم بتهيئة حزمة من جسيمات الفا التي تسقط على لوح رقيق من الذهب ومن ثم تمر الجسيمات الناتجة على لوح فوتوغرافي مطلي بمادة كبريتيد الزنك ZnS، فيؤدي الى ظهور تقطير على سطح اللوح الفوتوغرافي.

Rutherford's Experimental Design



شكل 1-3 تجربة رقيقة الذهب لرذرفورد

- لقد سجل رذرفورد ومساعداه الملاحظات التالية:
- 1- معظم حجم الذرة هو فراغ وذلك لأن معظم دقائق الفا قد مرت دون انحراف.
 - 2- ان انحراف بعض دقائق الفا عن مسارها يوحي بتناثرها مع أجسام موجبة الشحنة وهذه الاجسام هي نوى الذرات التي تشغل حيزا صغيرا من حجم الذرة وقطرها يساوي 10^{-13} Cm، وبالمقارنة، فقطر الذرة يساوي 10^{-8} Cm.
 - 3- ان النواة ذات شحنة موجبة تكون في حالة تعادل مع شحنات سالبة مساوية لها بالقيمة.

العدد الذري Atomic Number

أكتشف رونتجن Roentgen عام 1895 الاشعة السينية X-rays، والتي هي اشعاعات كهرومغناطيسية. ثم قام موزلي Moseley بعدة تجارب لدراسة هذه الاشعاعات، ولاحظ ان اصطدام الاشعة المهبطية في انبوبة الاشعة السينية لعناصر مختلفة يعطي طاقات مختلفة لهذه الاشعة. وهذا يعني ان طاقة الاشعة السينية تتغير بتغير الاوزان الذرية للعناصر. ولقد استنتج موزلي بأن عدد شحنات النواة الموجبة يزداد من ذرة الى أخرى بوحدات الكترونية فردية. وأطلق على هذه الشحنات الموجبة العدد الذري Z.

ولقد قام موزلي بحساب شحنة النواة لذرة الكالسيوم Ca فكانت +20، ولذرة التيتانيوم Ti فكانت +22، ولذرة الفناديوم V فكانت +23، ولذرة الزنك Zn فكانت +30. وعلى الرغم من أن ذرة النيكل Ni أخف من ذرة الكوبلت Co، الا ان العدد الذري للنيكل أعلى من العدد الذري للكوبلت. ان هذه المعلومات ايدت وجود علاقة جديدة عن تناسق منتظم بين ترتيب العناصر على أساس اعدادها الذرية وخواصها التي تنبأ بها مندليف على أساس التشابه الكيميائي والفيزيائي.

المحاضرة الثانية

البروتون

البروتون Proton

قبل اكتشاف الالكترون وفي عام 1886، لاحظ كولدشتاين Goldstein حدوث توهج داخل انبوبة اشعة المهبط وثبت انها اشعة موجبة. لقد دفع هذا، العلماء للتحري عن جسيم مهم له شحنة موجبة، ولقد لوحظ ان استخدام الهيدروجين يعطي أخف الجسيمات الموجبة. وهذا الجسيم له شحنة مساوية لشحنة الالكترون وكتلة أثقل من كتلة الالكترون ب 1836 مرة. وقد أطلق على هذا الجسيم البروتون. وبما أن الذرات تكون متعادلة كهربائيا، وان شحنة البروتون تساوي شحنة الالكترون، لذلك فلا بد ان تتساوى أعداد البروتونات والالكترونات.

النيترون Neutron

ان ملاحظة رذرفورد بأن نصف كتلة النواة تقريبا تعود الى البروتونات، دفعه الى اقتراح وجود جسيمات أخرى ذات كتلة مقاربة لكتلة البروتون وليس لها شحنة. وجاء تأكيد ذلك من قبل شادويك Chadwick عام 1932. حيث قذف ذرات البريليوم بجسيمات الفا ولاحظ انبعثت جسيمات عالية الطاقة ولا تحمل شحنة. ان هذه الجسيمات هي النيوترونات والتي لها كتلة 1.0087 amu وهي مساوية لكتلة البروتون. ان اكتشاف النيوترون مكن العلماء من اعطاء الايضاحات الكاملة عن الذرة. حيث اصبح لديهم ثلاثة جسيمات معروفة وهي:

البروتون (p^+): يحمل شحنة كهربائية موجبة قدرها وحدة واحدة وكتلة قدرها تقريبا وحدة الكتلة الذرية.

الالكترون (e^-): له شحنة كهربائية سالبة مساوية لشحنة البروتون الموجبة وكتلة 1/1836 من كتلة البروتون.

النيترون (n^0): لا يحمل شحنة كهربائية وكتلته مساوية لكتلة البروتون تقريبا.

أما العلاقة بين هذه الجسيمات الثلاثة فهي كالآتي:

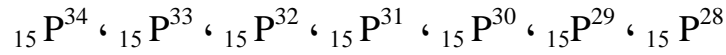
العدد الذري $Z =$ عدد البروتونات = عدد الالكترونات

الوزن الكتلي $A =$ عدد البروتونات + عدد النيوترونات

لذلك فإن عدد النيوترونات = العدد الكتلي $A -$ العدد الذري Z

النظائر Isotopes

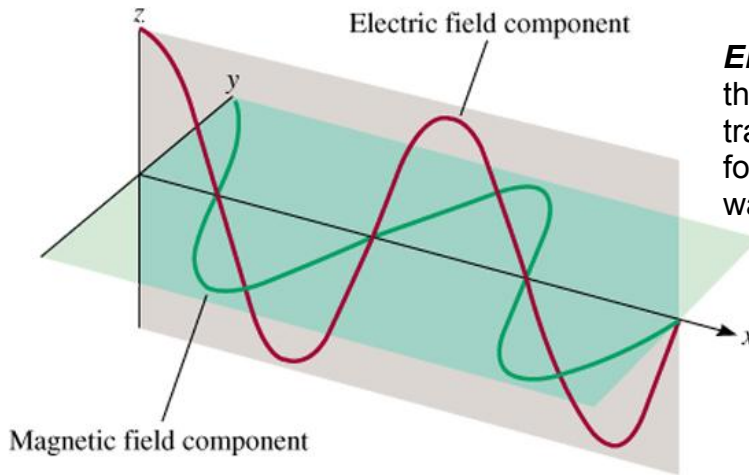
على الرغم من امتلاك جميع ذرات عنصر العدد نفسه من البروتونات، فأنها قد تختلف في عدد النيوترونات. وهذا يعني انه من الممكن ان نجد العنصر الواحد له عدة انواع من الذرات. ان معظم العناصر توجد في الطبيعة كمزيج من النظائر. فمثلا يحتوي عنصر النحاس على النظائر ^{63}Cu و ^{65}Cu وهي ذات وفرة نسبية في الطبيعة 69.09% و 30.91% على التوالي. فمن ملاحظة نظيري النحاس السابقين نجد ان نظائر العنصر الواحد تتشابه في اعدادها الذرية Z وتختلف في اوزانها الذرية أو اعدادها الكتلية A . ويوجد لعنصر الفسفور عدة نظائر هي:



يمكن إنتاج النظائر بقذف العنصر الموجود طبيعياً بالنيوترونات في مفاعل نووي، ومثل هذه النظائر لا تكون مستقرة عادة، حيث تضمحل في نهاية الامر. وللنظائر المشعة استعمالات عديدة، فمن استعمالاتها الطبية هي معالجة أمراض السرطان وذلك بأعطاء جرعات مضبوطة ودقيقة من عنصر مشع، حيث يقوم الاشعاع بأتلأف الخلايا السرطانية. كذلك يمكن الاستفاد من النظائر في تقدير اعمار الاثار. فنظير الكربون ${}^{14}\text{C}$ يتحول الى ${}^{14}\text{N}$ عن طريق اشعاع جسيم بيتا وتسمى هذه العملية بالاضمحلال الاشعاعي، ومن معرفة سرعة الاضمحلال هذه والوفرة النسبية لكل من ${}^{14}\text{C}$ والكربون غير المشع ${}^{12}\text{C}$ في المواد يمكن تقدير العمر.

طبيعة الاشعاع الكهرومغناطيسي

الاشعاع الكهرومغناطيسي : هو احد صور الطاقة ويتميز بان له طبيعة موجية وينتقل في الفراغ بسرعة هائلة ولا يحتاج الى وسط مادي لانتقاله. الاشعاع الكهرومغناطيسي يتكون من مركبتين كهربائية واخرى مغناطيسية متعامدة عليها وتتذبذبان باتجاه انتشار الاشعاع كما هو موضح في الشكل 4-1 التالي:



Electromagnetic radiation is the emission and transmission of energy in the form of electromagnetic waves.

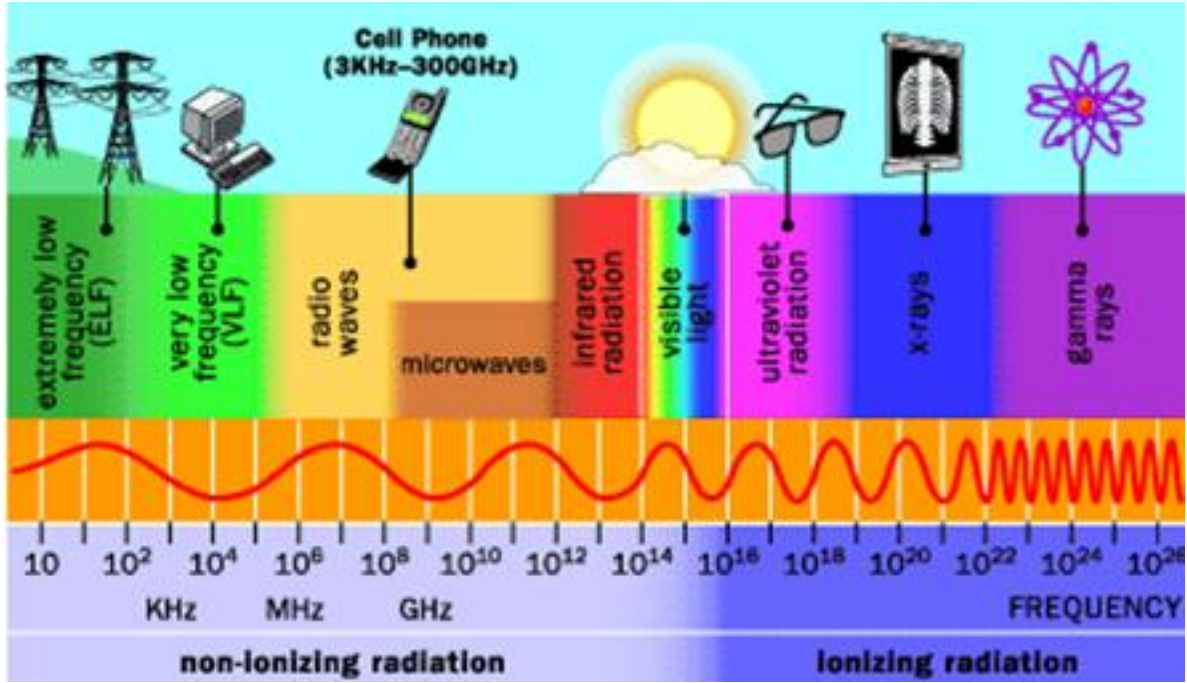
الشكل 4-1 يوضح مركبتي الاشعاع الكهرومغناطيسي

الطول الموجي λ (Lambda) هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين على موجة الاشعاع. كما ان سعة الموجة A هو المسافة العمودية بين خط انتشار الموجة واعلى نقطة في قمة الموجة وان مربع سعة الموجة يكون مقياساً لشدة الموجة.

كما ان **تردد الموجة ν (Nu)** يمثل عدد وحدات الطول الموجي الكاملة التي تمر من خلال عند نقطة ثابتة في ثانية واحدة وتقاس بوحدة الهيرتز. ان العلاقة بين التردد وسرعة الضوء تمثل بالعلاقة التالية :

$$\lambda\nu=c \quad \text{حيث ان } c \text{ هو سرعة الضوء}$$

تبلغ سرعة الاشعاع الكهرومغناطيسي (سرعة الضوء) بما يقارب 3×10^{10} سم/ثانية. ان ما نسميه بالضوء المرئي هو جزء رفيع من مجموعة كبيرة من انواع الاشعاع المكون للطيف الكهرومغناطيسي .



اشعاع الجسم الاسود

إذا سخن أي جسم ينبعث منه اشعاع حراري هذا الاشعاع يتوقف على طبيعة ودرجة حرارة الجسم .

الاشعاع الحراري : يتكون من اشعاع كهرومغناطيسي اطوال موجته اطول من موجة الضوء واقل طاقة من طاقة الضوء المرئي .

العالم فين لاحظ ان الطاقة المنبعثة من جسم حار متكونة من طيف مستمر تتغير اطوال الموجية بتغير حرارة الجسم معناها تزداد ترددات الاشعة المنبعثة الى قيم اعلى عند ارتفاع درجة حرارة الجسم وتزداد طاقة الاشعة المنبعثة فسمي هذا القانون بقانون فين للازاحة ومثال على ذلك تغير لون الحديد الى اللون الاحمر ثم البرتقالي والى الاصفر ثم الابيض بتزايد درجة الحرارة .

ان الاجسام السوداء لاتعكس الاشعة الساقطة عليها فيعرف اشعاع الجسم الاسود بانه مكون من فوتونات ناتجة عن التهيج الحراري للذرات فقط وليس لانعكاس الاشعة الساقطة عليه من الوسط المحيط به .

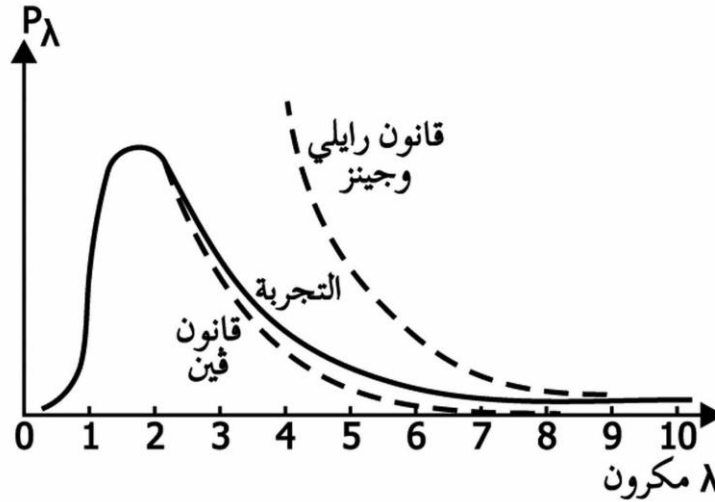
$$E\lambda = e \sigma T^4$$

العالم ستيفان توصل الى العلاقة الرياضية

$E\lambda =$ معدل انبعاث الطاقة من وحدة السطوح و $e =$ قابلية السطح على الاشعاع و $\sigma =$ سكما وهو ثابت ستيفان و $T =$ درجة الحرارة المطلقة

قانون استيفان : معدل انبعاث الطاقة من جسم حار تتناسب طرديا مع الاس الرابع لدرجة الحرارة المطلقة .

اما العالمان رايلي وجين فانهما دمجا قانون فين للازاحة وقانون استيفان في قانون واحد سمي قانون رايلي وجين وينص على : تتناسب شدة الاشعاع الحراري من جسم ساخن طرديا مع كل من الاس الرابع للدرجة الحرارية المطلقة ومربع تردد الاشعة المنبعثة .



قانون بلانك: اكتشفه عام 1900 والذي عُدّ إحد منجزات ميكانيك الكم يعتمد على فرضية الكم (الكوانتا) التي تنص على أن الإشعاع يصدر عن المادة بصورة كمّات أو فوتونات يحمل كل منها طاقة تتناسب مع تردد الإشعاع الصادر، وتُعطى بضرب التردد بثابت بلانك (h)

$$E=h\nu$$

لقد أدت هذه الفرضية الجريئة إلى معادلة لـ $E\lambda$ تتفق اتفاقاً تاماً مع النتائج التجريبية من أجل جميع قيم λ . ويمكن البرهان بسهولة على أن كلاً من قانون فين وقانون رايلي وجينز ما هو إلا حالة خاصة من قانون بلانك عند λ القصيرة (فين) أو λ الطويلة (رايلي وجينز).

الاطياف الذرية :

نفرض لدينا لوحين بينهما فرق جهد وغاز ونعمل تفريغ كهربائي لانتقال الالكترون من لوح لآخر نلاحظ ان الذرات بعد ان نقوم بعملية التفريغ الكهربائي تتوزع على مستويات طاقة فينبعث ضوء آني في الفرق بين مستويات الطاقة الاصلية .

تكون ذرات الجسم عند درجة الحرارة معينة موزعة على مستويات مختلفة من الطاقة حسب قانون بولتزمان بحيث تشغل معظم الذرات مستويات الطاقة المتوسطة القيمة ويتضائل عددها تدريجيا في مستويات الطاقة المرتفعة او المنخفضة القيمة فينبعث الاشعاع نتيجة لتغير طاقة الذرات من مستوى عالي الى مستوى واطى وكلما زاد عدد الذرات في مستوى معين زادت شدة الاشعاع وهذا ما يفسر صعود منحنى طاقة الاشعاع الى ان يصل الى النهاية العظمى ومن ثم تقل طاقة الاشعاع نتيجة لنقصان عدد الذرات في المستويات وهذا ما يفسر نزول المنحنى .

المحاضرة الثالثة

نظرية بور

Bohr Theory نظرية بور

في عام 1913 قام بور بوضع نظرية مستفيدا من أفكار كل من ماكس بلانك Max Planck والبرت اينشتاين Albert Einstein حول الطبيعة الموجية والجسيمية للضوء. وقد تمكن بور من حساب مواقع الخطوط الطيفية في ذرة الهيدروجين. ويمكن تلخيص نظرية بور بالفروض التالية:

- 1- تستطيع الالكترونات في الذرة ان تمتلك كميات محدودة ومعينة من الطاقة، أي ان طاقة الالكترون مكممة quantized.
- 2- تدور الالكترونات حول النواة في مدارات دائرية وان شحنة النواة موجبة ويتمركز في داخلها البروتونات الموجبة والنيوترونات المتعادلة. وقد أشتقت معادلة لحساب طاقة الالكترون وهي :

$$E = KE + PE$$

$$KE = \frac{1}{2} m_e v^2$$

$$PE = -e^2/r$$

$$E = \frac{1}{2} m_e v^2 - e^2/r$$

$$m_e v^2 = e^2/r$$

$$E = e^2/2r - e^2/r = -e^2/2r$$

تبين المعادلة الاخيرة ان طاقة الالكترون تقل كلما اقترب الالكترون من النواة. اي انه يجب على ذرة الهيدروجين تحرير طاقة باستمرار كلما قصرت المسافة بين النواة والالكترون. ولاجل ان لا يرتطم الالكترون بالنواة اقترح بور انموذجاً بموجبه يدور الالكترون فقط في مدارات محددة ذات انصاف اقطار محددة وحيث يكون الزخم الزاوي للالكترون في هذه المدارات مضاعفاً بسيطاً للعدد $\frac{h}{2\pi}$ ، وحيث تمثل h ثابت بلانك، $h = 6.63 \times 10^{-34}$ ايرغ، ثانية. ويمتص الالكترون طاقة او يبعثها على شكل فوتونات بانتقاله بين هذه المدارات. وبذلك استطاع نودج بور للذرة ان يفسر كل من خطوط الامتصاص والانبعث وخاصة المتسلسلات الخمسة.

3- اشتق بور معادلة رياضية لحساب أطوال موجات الضوء المنبعث من الهيدروجين عندما يصدر طيفه الذري. ووضح انه عندما تمتص الذرة طاقة يرتفع الالكترون من مستوى طاقة منخفض الى مستوى طاقة أعلى، وعندما يعود الى مستوى طاقة منخفض ينبعث فوتون ذو طاقة مساوية للفرق بين طاقة المستويين. فإذا كان n_2 هو العدد الكمي للمستوى الاعلى و n_1 العدد الكمي للمستوى الادنى يكون الفرق في الطاقة ΔE بين المستويين هو :

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1}$$

4- تمكن بور من تحديد عدد الاغلفة التي تدور فيها الالكترونات حول النواة.

عيوب نظرية بور Defects of Bohr Theory

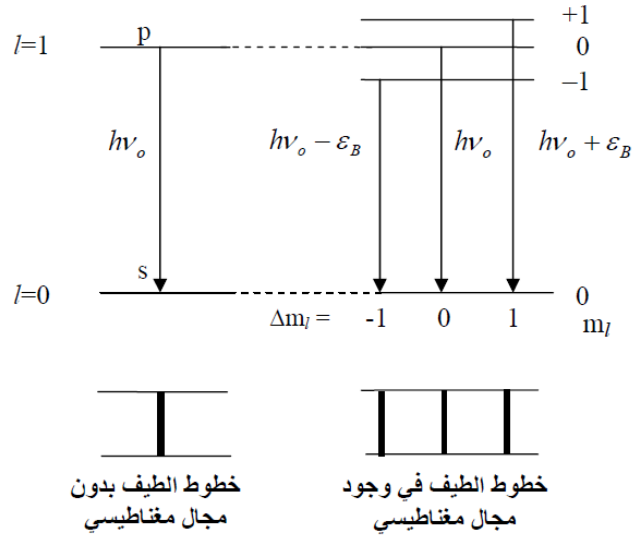
1- فشل بور من تحديد خطوط الطيف لذرات أكثر تعقيدا من ذرة الهيدروجين. فلم تنجح مثلا عند تطبيقها على ذرة الهيليوم البسيطة والتي تحتوي على الكترونين فقط. حيث تبين انه لا بد من ادخال تغييرات جوهرية في النظرية مثل مستويات الطاقة الفرعية ، كذلك ادخال مجموعة أخرى من أرقام الكم.

2- لم تستطع النظرية تفسير ظاهرة انقسام خطوط الطيف للهيدروجين عندما يتعرض الى مجال مغناطيسي خارجي (تأثير زيمان Zeeman Effect)، فكان لا بد من ادخال عدد كمي آخر وهو العدد الكمي المغناطيسي. كذلك لم تستطع النظرية تفسير ظاهرة انقسام خطوط الانبعاث لذرات الفلزات القلوية والتي تنتج من حركة الالكترون الدورانية حول النواة وحول نفسه والتي ينتج عنها مجال مغناطيسي.

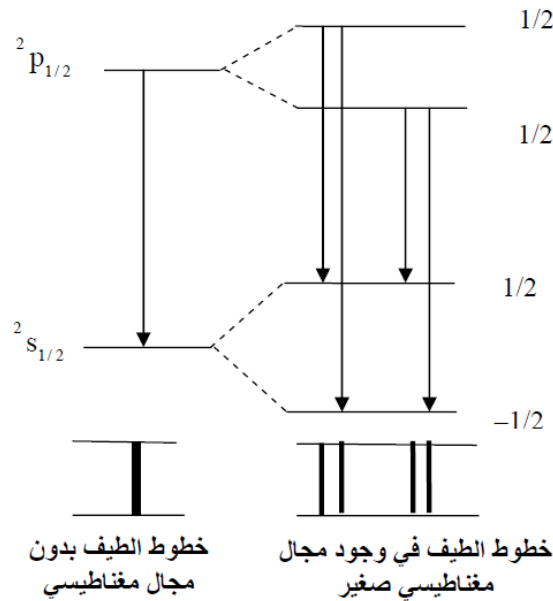
3- افترضت النظرية ان مدارات الالكترونات دائرية حول النواة، لكن العالم سمر فيلد Sammerfield بين في عام 1916، معتمدا على نظرية اينشتاين بأن المدارات بيضوية Elliptical توجد مع المدارات الدائرية وكان لا بد من استخدام عدد كمي سمي بالعدد الكمي الثانوي.

ظاهرة زيمان Zeeman effect

درست هذه الظاهرة بواسطة العالم زيمان في عام 1896 ، حيث تمت ملاحظة انقسام الخط الطيفي إلى مجموعة من الخطوط الطيفية) متساوية الفواصل ومتماثلة حول الخط الأصلي (نتيجة تأثير مغناطيسي مجال B خارجي ثابت ومنتظم. وقد سميت هذه الظاهرة بتأثير زيمان العادي (Normal Zeeman effect) وقد ظهر أيضًا نتيجة تأثير المجال المغناطيسي الخارجي مجموعة من الخطوط الطيفية المعقدة والتي لم يوجد لها تفسيرًا كلاسيكيًا في حينه ولهذا سميت بتأثير زيمان الشاذ (Anomalous Zeeman effect) ولكن بنشوء وتطور نظرية ميكانيكا الكم واستحداث الحركة المغزلية الذاتية للإلكترون أصبح من السهل تفسير التأثير الشاذ لهذه الظاهرة. وبالرغم من نجاح نظرية ميكانيكا الكم في تفسير هذا الشذوذ فما زال الاسم متداول إلى الآن.



انقسام المدارين $2p$ و $1s$ في وجود مجال مغناطيسي قوي مع إهمال الحركة المغزلية



انقسام المدارين S , P في وجود مجال مغناطيسي ضعيف مع شمول الحركة المغزلية.

سومرفيلد Summerfield

من أنجازاته العلمية إدخال العدد الكمي الثالث للبناء الذري (عدد كم مغناطيسي) والعدد الكمي الرابع (عدد كم مغزلي) حيث اقترح لتطوير نظرية بور حتى يفسر الخطوط الثانوية الناتجة من تجربة زيمان وجود مدارات اهليجية تقع النواة في بؤرتها بالإضافة الى مدارات بور ويتحدد شكل المدار الاهليجي بعدد كمي يرمز له بالحرف (ℓ) في المدار الدائري نصف القطر ثابت ويتغير زاوية الدوران فقط اما في المدار الاهليجي يتغير كل من زاوية الدوران و نصف القطر .

الطبيعة الموجية للمادة Wave Nature of Matter

لقد أظهرت النتائج العديدة التي قام بها العلماء، ان الاشعاع يمكن ان تكون له خواص الجسيمات، كذلك خاصية الموجات. لقد توصل الفيزيائي لويس دي برولي Louis de Broyle عام 1924 الى ان المادة والالكترونات لها خواص جسيمية وموجية في آن واحد، مثلها مثل الضوء.

بالنسبة للاشعاع الكهرومغناطيسي فإن طاقة الفوتون تعطى بالعلاقة التالية :

$$E = hv \dots \dots \dots (1)$$

وحسب أينشتاين فإن الطاقة E يمكن ان تعطى بالعلاقة:

$$E = mc^2 \dots \dots \dots (2)$$

وبمساواة المعادلة (1) و (2) نحصل على:

$$hv = mc^2 \dots \dots \dots (3)$$

$$hu/c = mc = P \dots \dots \dots (4) \quad \text{وأن الكتلة } \times \text{ السرعة} = \text{زخم الالكترون}$$

وبربط الكتلة والطول الموجي للفوتون، فإن هذه المعادلة تنطبق على اي جسيم له كتلة m اذا أستبدلنا سرعة الاشعاع الكهرومغناطيسي c بـ v سرعة الجسيم ، وباعادة ترتيب المعادلة نحصل على: (علما ان) $v\lambda = c$

$$mv = h/\lambda \dots \dots \dots (5)$$

ان الجزء الايسر من المعادلة يمثل السلوك الجسيمي والجزء الايمن يمثل السلوك الموجي.

المحاضرة الرابعة

نظرية هايزنبرك

Heisenberg Uncertainty Principle

مبدأ الشك لهيزنبرك

في عام 1927 أوضح الفيزيائي الألماني هيزنبرك Werner Heisenberg ان استخدام اي طريقة تجريبية لتحديد موضع وعزم اي جسم متحرك تتسبب في تغيرات في واحد او كلا الموضع والعزم. وبهذا يدخل عنصر من الشك على القياس. وقد استنتج من ذلك انه لا يمكننا تحديد موقع وكمية حركة الالكترون بدقة وذلك لانه في حالة حركة مستمرة. ان صغر حجم الالكترون وحركته المستمرة، يحتم علينا استخدام اشعة ذات طول موجي قصير جدا لتحديد موقعه. ان استخدام مثل هذه الاشعة سوف تجعل الالكترون يكتسب جزءا من طاقتها مما يؤدي الى تغير في موقعه وحركته.

Wave Mechanics

ميكانيك الموجة

ان عملية تفسير موحد للطبيعة الموجية المزدوجة للمادة والاشعاع ادى الى ظهور ما يسمى الميكانيك الموجي او ميكانيكا الكم. ان التطورات الاولية المهمة في مجال ميكانيكا الكم كانت بفضل هيزنبرك Heisenberg و شرودنجر Schrodinger. واعتمادا على ما قام به لويس دي برولي وضع شرودنجر عام 1926 المعادلة:

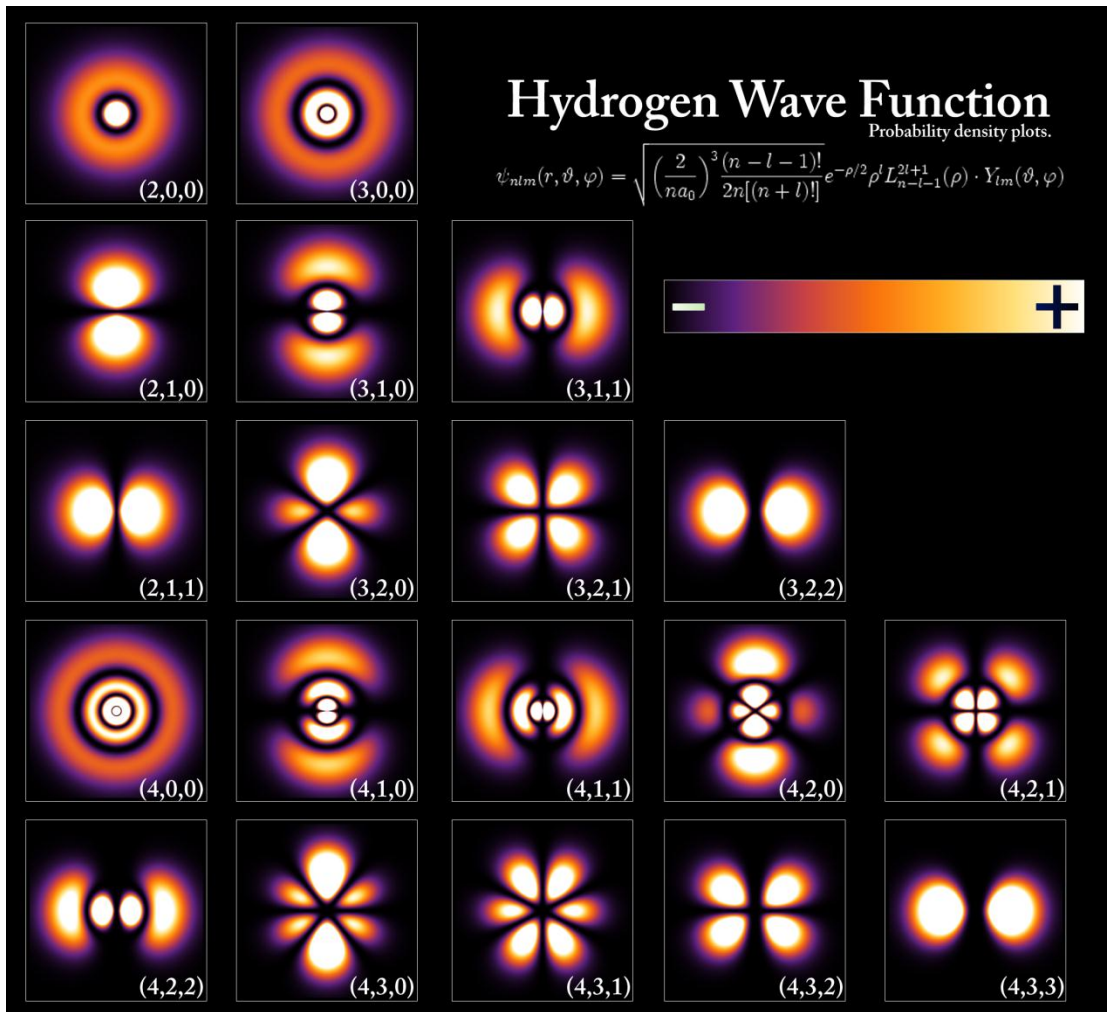
$$\partial^2\psi/\partial x^2 + \partial^2\psi/\partial y^2 + \partial^2\psi/\partial z^2 + 8\pi^2m/h^2 (E-V)\psi = 0$$

حيث E هي الطاقة الكلية للالكترون، V الطاقة الكامنة للالكترون ، ψ دالة الموجة في الاتجاهات الثلاث x، y، z.

ان النظرية التي تصف سلوك الجسيمات الذرية وفقا للمعادلة الموجية تدعى الميكانيك الموجي ، وان تطبيق هذه النظرية الموجية على الذرات تعطي النتيجة نفسها التي حصل عليها بور لمستويات طاقة الالكترون في ذرة الهيدروجين وانها في الوقت ذاته تعطي تفسيراً صحيحاً للذرات الاكثر تعقيداً.

ان احد المعالم الاساسية في ميكانيك الموجة هو انه بالرغم من عدم امكانية تحديد موقع الالكترون باعتباره جسيماً واضح المعالم، فله بدلا من ذلك دالة موجة Wave Function يرمز لها بالحرف اليوناني (ψ بساي) وهي تصف اشكال وطاقات الموجات الالكترونية. ان كل من هذه الموجات الممكنة يدعى مدارا Orbital، ولكل مدار في ذرة ما طاقة متميزة ، وهو يصف مجالا حول النواة يمكن ان نتوقع وجود الالكترون فيه.

ان دالة الموجة يمكن ان تفسر بطريقتين، اولهما هو ان الالكترون يمكن اعتباره جسيم واضح المعالم، ومربع دالة الموجة ψ^2 يفسر احتمالية وجود الالكترون عند اي نقطة معينة. والطريقة الثانية هو انه يمكن اعتبار الالكترون وكأنه توزيع مفروش Smeared من الشحنة السالبة، حيث تتغير كثافتها من مكان الى اخر وفقا لقيمة ψ^2 .
ان مستويات الطاقة المختلفة في الذرة وطبقا للميكانيكا الموجية تتألف من مدار واحد أو اكثر، وفي الذرات المحتوية على اكثر من الكترون واحد يتحدد توزيع الالكترونات حول النواة بعدد ونوع مستويات الطاقة المشغولة، ولذلك لفهم طريقة ترتيب الالكترونات حول الذرة يجب معرفة الاعداد الكمية.



Quantum Numbers

الاعداد الكمية

هنالك مجموعة من الاعداد الكمية تحدد موقع الالكترون في المدار حسب طاقة هذا الالكترون وهي كالاتي:

1- العدد الكمي الرئيسي n The Principle Quantum Number

يأخذ هذا العدد قيما حقيقية من 1 الى ما لانهاية 1، 2، 3، 4، 5 α . وهو يبين مستوى الطاقة الرئيسي الذي يوجد فيه الالكترون، وكلما زادت قيمة n كبر حجم المدار الذي يوجد فيه الالكترون. آذن فهو يحدد طاقة الغلاف Shell وبعده عن النواة، وتطلق احيانا تسمية مدار رئيسي على كل واحد من قيم n . ان كل غلاف او مدار رئيسي يرمز له عادة بحرف وكالاتي:

الرمز	قيمة n
K	1
L	2
M	3
N	4

2- العدد الكمي الثانوي (السمتي) l Azimuthal Quantum Number

يأخذ هذا العدد القيم بين صفر و $n - 1$. ولذلك فإن للمستوى الرئيسي الاول والذي له قيمة $n = 1$ فإن l له القيمة صفر فقط. وهذا يعني ان هناك نوع واحد من المدارات وهو مدار $1s$ للمستوى الرئيسي الاول.

$$l = 0 \dots n-1$$

وللمستوى الرئيسي الثاني والذي له قيمة $n = 2$ فإن للعدد l القيم 0 و 1، ويعني هذا ان هنالك مستويين فرعيين او نوعين من المدارات في المستوى الثاني وهما $2s$ ، $2p$. وللمستوى الرئيسي الثالث والذي له قيمة $n = 3$ فإن للعدد l القيم 0، 1، 2 ويعني هذا ان هنالك ثلاثة مستويات فرعية او ثلاثة انواع من المدارات وهي $3s$ ، $3p$ ، و $3d$ وهكذا. ان هذا العدد يحدد شكل المدار والى حد ما طاقته. وفيما يلي قيم المدارات الفرعية ورموزها:

0	1	2	3	4	5
s	p	d	f	g	h

ان الحروف الاربعة الاولى هي اختصار للمتسلسلات في الخطوط الطيفية التي لوحظت في الاطياف الذرية للعناصر القلوية. ان s مختصر sharp حاد، p principle رئيسي، d

diffused منتشر، f fundamental اساسي. اما الحروف التي ترمز للمدارات الفرعية الاخرى فهي مجرد استمرار في التسلسل الابددي.

3- العدد الكمي المغناطيسي m_ℓ Magnetic Quantum Number

يعين هذا العدد المدار المحدد الذي يحتله الالكترون في مدار طاقة فرعي، كذلك فإنه يحدد التوجيه في فراغ المدار بالنسبة للنواة. يرمز بالحرف ℓ إلى مدار الإلكترون في الغلاف الذري، ونظرا لأن دوران شحنة ينتج مجالا مغناطيسيا فإن ℓ تكون مقترنة بمجال مغناطيسي. وكما أن عدد الكم المداري ℓ عدد كمي كذلك يتخذ المجال المغناطيسي الناتج منه قيما كمية تسمى عدد كم مغناطيسي. لكل عدد كم مداري ℓ يمكن لاتجاه مغناطيسيته أن تتخذ إتجاهات كمية "معينة" ويرمز إلى عدد الكم المغناطيسي لعزم دوران الإلكترون في مداره بالرمز m_ℓ يأخذ هذا العدد القيم السالبة والموجبة لقيم العدد الكمي الثانوي. اي انه :

$$m_\ell = \pm \ell$$

s	$\ell = 0$	$m_\ell = 0$
p	$\ell = 1$	$m_\ell = +1, 0, -1$
d	$\ell = 2$	$m_\ell = +2, +1, 0, -1, -2$
f	$\ell = 3$	$m_\ell = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$

4- العدد الكمي المغزلي m_s Spin Quantum Number

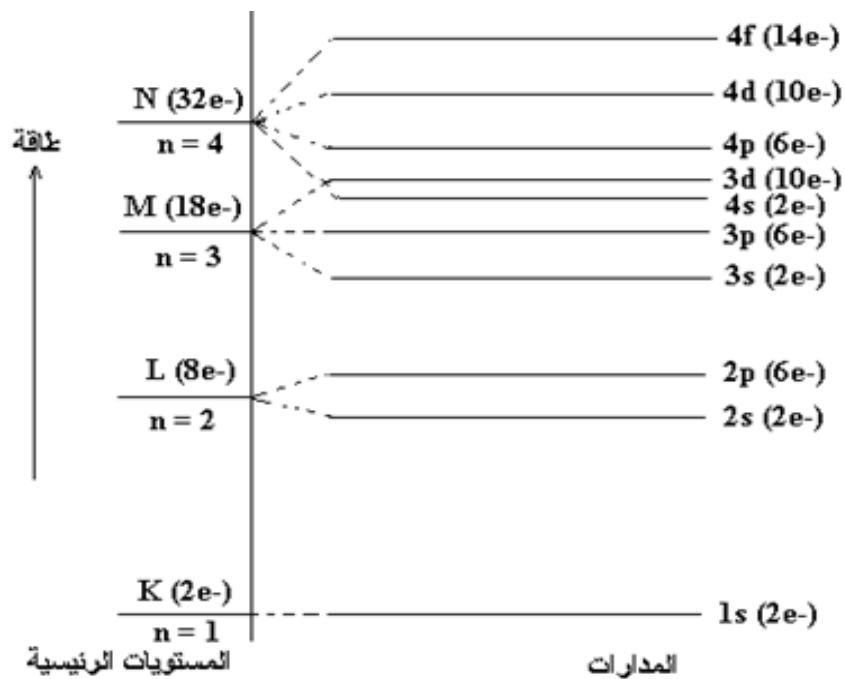
يشير هذا العدد الى الطريقة التي يصطف فيها الالكترون في الاوربيتال الواحد. ان الالكترون يمكن ان يبرم باتجاه المجال المغناطيسي او ضد المجال المغناطيسي، وله قيمتان $+1/2$ و $-1/2$.

$$\text{Spin --- } S = \uparrow +1/2, S = \downarrow -1/2$$

وينتج عن هاتان الحركتان مجال مغناطيسي فاما ان يعزز المجال المغناطيسي الناتج عن البرم الالكترون ذلك الناتج عن حركته المدارية او ان يضعفه.

جدول يوضح اعداد الكم (رموز التيرم) للاغلفة $n=1, 2, 3$

اعداد الكم الرئيسية (رموز التيرم)	n	$l=0...n-1$	$m=(l+1....0....l-1)$	نوع الاوربيتال
الغلاف الرئيسي الاول (يحتوي على غلاف ثانوي واحد) (s)	1	0	0	1s
الغلاف الرئيسي الثاني (يحتوي على غلافين ثانوية (s,p)	2	0	0	2s
	2	1	1+	2p
	2	1	0	
	2	1	1-	
الغلاف الرئيسي الثالث (يحتوي على ثلاث اغلفة ثانوية (s,p,d)	3	0	0	3s
	3	1	1+	3p
	3	1	0	
	3	1	1-	
	3	2	2+	3d
	3	2	1+	
	3	2	0	
	3	2	1-	
	3	2	2-	



المحاضرة الخامسة

اشكال المدارات

Shapes of Orbitals

اشكال المدارات

كما علمنا فإنه توجد انواع مختلفة من المدارات تدعى s, p, d, f . . . الخ. ويمكن وصف هذه المدارات بدلالة الاعداد الكمية، حيث ان لها اشكالا مختلفة.

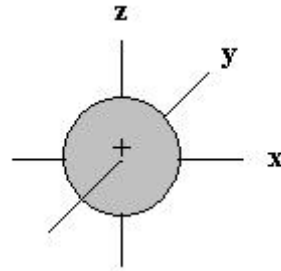
جدول يوضح قيم الاعداد الكمية للمدارات المختلفة

n	رمز الغلاف	المدارات	ℓ	m_ℓ
1	K	s	0	0
2	L	s, p	0, 1	0 / +1, 0, -1
3	M	s, p, d	0, 1, 2	0 / +1, 0, -1 / +2, +1, 0, -1, -2
4	N	s, p, d, f	0, 1, 2, 3	0 / +1, 0, -1 / +2, +1, 0, -1, -2 +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3

ان اشكال المدارات مهمة جدا وسنحاول الان التعرف عليها.

مدار s s Orbital

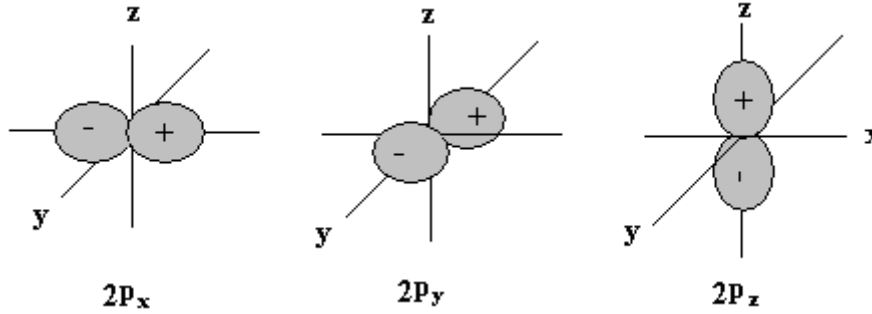
ان مدار s متناظر كروي في كل مستوى من مستويات الطاقة الرئيسية. ومدار 1s ذو دالة موجة موجبة في كل مكان اما مدار 2s فتوجد فيه منطقتان احدهما موجبة والاخرى سالبة. ان المناطق التي تكون فيها الكثافة صفر تسمى عقدة node، حيث يحتوي مدار 2s على عقدة واحدة ويحتوي مدار 3s على عقدتان.



شكل مدار 1s

p مدار **p Orbital**

يتكون كل واحد من مدارات p الثلاثة من فصين احدهما موجب والاخر سالب على الجانبين لكل احداثي من الاحداثيات الديكارتيّة، وكل فص اشبه ببالون كمثري الشكل. وتوجد ثلاثة مدارات فرعية لكل مدار رئيسي، احدهم على الاحداثي x وهو p_x والاخر على الاحداثي y وهو p_y والاخير على الاحداثي z وهو p_z كما في الشكل التالي.



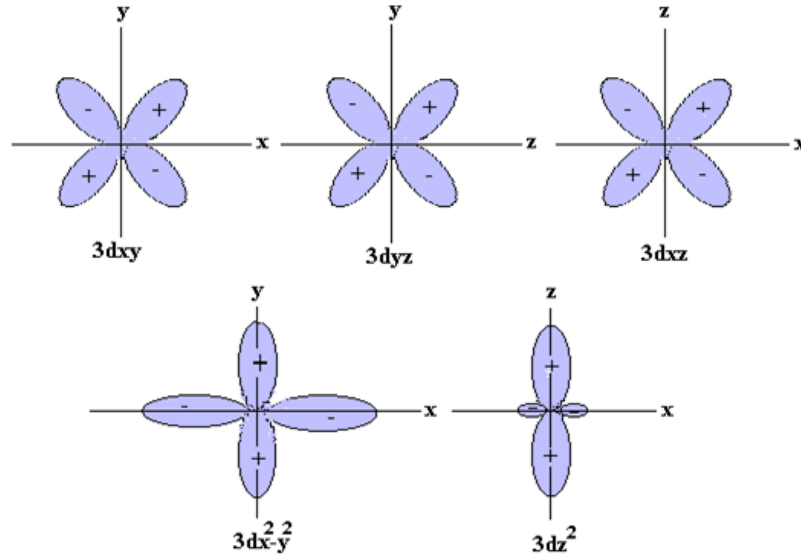
شكل مدار 2p

d مدار **d Orbital**

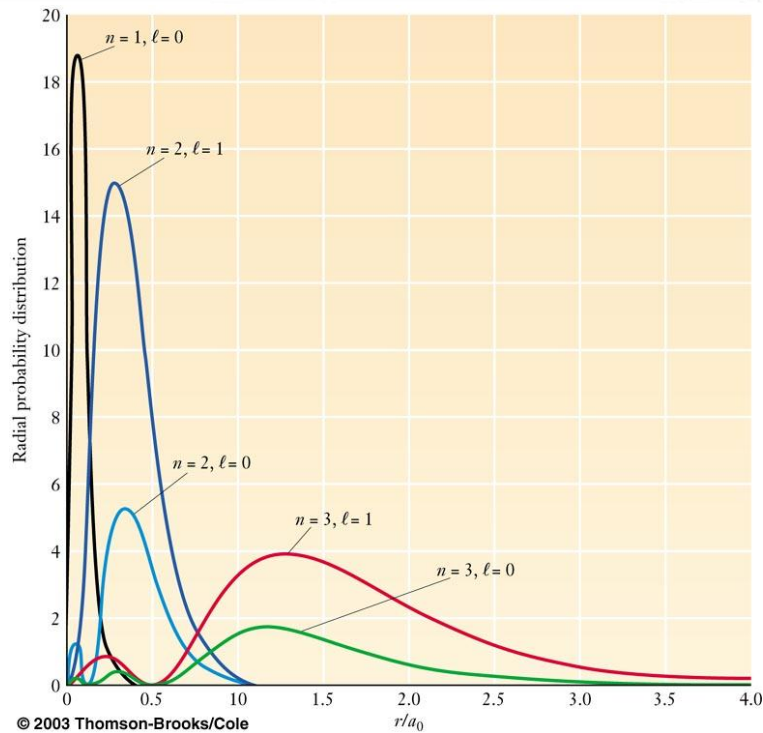
توجد لمدارات d ست دوال موجية Wave Functions يمكن كتابتها لمدارات تمتلك شكل الفص الرباعي الا انه هنالك فقط خمسة مدارات فرعية لمدار d الرئيسي وهي d_{xy} ، d_{yz} ، d_{xz} ، $d_{x^2-y^2}$ و d_{z^2} . ان المدار الاخير ناتج من الاتحاد الخطي لمداري $d_{z^2-x^2}$ و $d_{z^2-y^2}$ الذي يكون له خواص هذين المدارين. ويكون هذا المدار متناظرا حول المحور z، والمدارات الثلاثة الاولى متشابهة وتقع في المستويات xy، yz، xz على التوالي، اما المدار $d_{x^2-y^2}$ فله شكل المدار d_{xy} ، فهو يقع في المستوي xy، غير انه مدار بزواوية 45° حول المحور z، بحيث ان فصوصه تكون على طول المحاور.

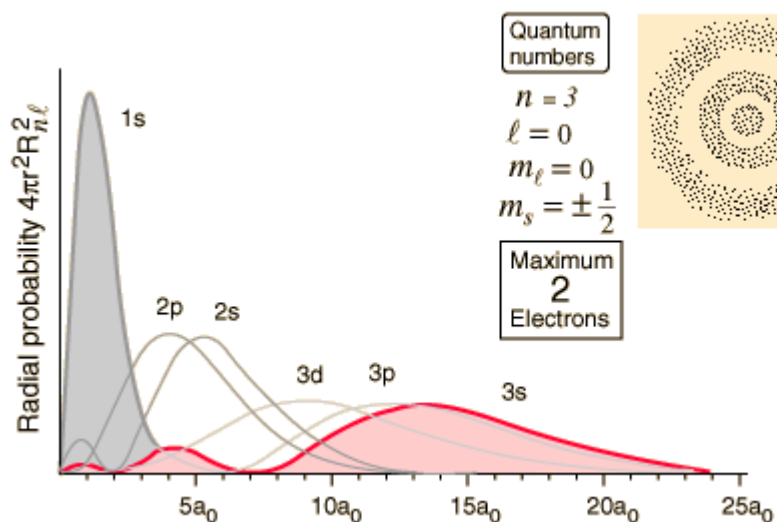
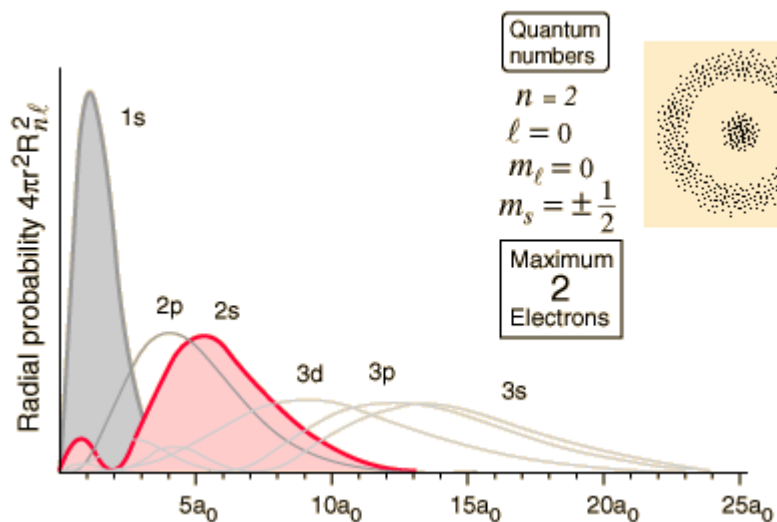
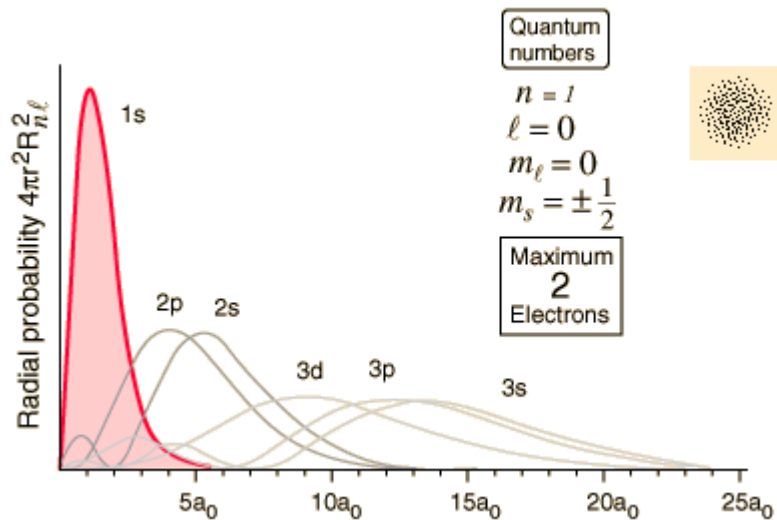
f مدار **f Orbital**

ان اشكال مدارات f معقدة ويصعب تمثيلها، لذلك فلن نتطرق الى تفاصيل ذلك. اذا كانت دالة الموجة متناظرة مركزيا، اي لها نفس الاشارة عند نفس المسافة في الاتجاهات المتقابلة من مركز التناظر، فأن المدار يعرف ب gerade (تعني زوجي بالالمانية او متماثل)، اما اذا كانت دالة الموجة تتغير اشارتها اذا انقلبت حول المركز، فأن المدار يقال عنه ungerade (تعني غير زوجي بالالمانية او غير متماثل)، لذلك فأن مدارات s و gerade d و ungerade p. اما مدار p فهو ungerade.



في الرسم البياني للاحتمالية $(4\pi r^2 R^2)$ بمثابة دالة r . تظهر هذه النقطة القصوى عند $r = a_0$ ، والتي هي قيمة نصف قطر بور . كما يبين الشكل التالي دالات احتمالية مماثلة (بضمنها العامل $4\pi r^2$) للاغلفة الثانوية $2s, 2p, 3s, 3p, 3d$. ان وجود عقدة (node) في دالة الموجة يعني أن هنالك نقطة في الفضاء يكون احتمال وجود الالكترتون فيها صفراً . من الواضح في الشكل ١ - ١٩ ان عدد العقد في اوربتالات s هي $(n - 1)$ وفي اوربتالات p هي $(n - 2)$ وفي d ، $(n - 3)$





المحاضرة السادسة

مبدأ باولي وقاعدة هوند

Pauli Exclusion Principle

مبدأ باولي للاستثناء

ان وجود الالكترون في اوربتال معين يمكن وصفه بذكر الاعداد الكمية الاربعة السالفة الذكر. وينص مبدأ باولي للاستثناء الى انه لا يمكن ان يكون لالكترونين في ذرة ما نفس الاعداد الكمية الاربعة. فإذا احتل الكترونان نفس المدار كما في ذرة الهيليوم، حيث يتواجد الكترونان في مدار $1s$ ، فعلى الرغم من تشابههم في الاعداد الكمية الثلاثة الاولى، الا انهم يختلفان في قيمة m_s حيث يكون لاحدهما $m_s = +1/2$ وللآخر $m_s = -1/2$.

Hund's Rule

قاعدة هوند

تنص قاعدة هوند على ان الالكترونات عند اشغالها للمدارات المختلفة، تميل الى عدم الازدواج، اي تميل الى الابتعاد عن بعضها. ولكن عندما تمتلئ المدارات بالالكترونات مفردة، فإنها تزوج بالرغم من تنافرها وذلك لاختلاف اتجاه برمها حول نفسها مع اتجاه برمها حول النواة، حيث يتولد مجال مغناطيسي يقلل تنافرها مع بعضها. فلو اخذنا ذرة الكربون التي تحتوي على الكترونين في مدار $2p$ ، فأن هنالك ثلاثة طرق لاشغال هذين الالكترونين للمدار وكمايلي:

$$\begin{array}{l} [\uparrow][\uparrow][] \quad A \\ [\uparrow][\downarrow][] \quad B \\ [\uparrow\downarrow][] \quad C \end{array}$$

أشرنا بسهم الى الاعلى \uparrow للعدد الكمي المغزلي $+1/2$ ، وسهم الى الاسفل \downarrow للعدد الكمي المغزلي $-1/2$. وطبقا لقاعدة هوند، فأن الشكل الاكثر استقرارا هو الذي تشغل فيه الالكترونات ذات البرم المتوازي في المدارات المختلفة وباقل تنافر بينها، وبذلك يكون بالطبع الشكل A له برم متوازي واقل تنافر.

الترتيب الالكتروني للعناصر Electronic Configuration of Elements

ان الترتيب الالكتروني للذرات في حالة السكون يتم حسب زيادة العدد الذري، ويجب ان نأخذ بالاعتبار مبدأ باولي للاستثناء وقاعدة هوند وفي الجدول التالي الترتيب الالكتروني للعناصر.

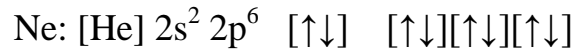
فلذرة الهيدروجين H في حالة السكون الكترون واحد ولذرة الهيليوم He الكترونان، لذلك فعدد الكم الرئيسي المتوفر هو $n=1$ ، حيث يدخل الكترون ذرة الهيدروجين والكترونا ذرة الهيليوم في المدار $1s$ ، لانه هو المدار الادنى طاقة. ويكون الترتيب الالكتروني لهما كالآتي:



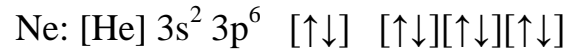
يلي ذلك عنصر الليثيوم Li والبريليوم Be، حيث يبدأ اشغال مدار 2s ويكون لهما الترتيب الالكتروني التالي:



ان الالكترونات المرسومة داخل الاقواس (والتي تمثل المدارات) هي الالكترونات التكافؤ وتسمى مداراتها مدارات التكافؤ ، وهي التي تكون مسؤولة عن الصفات الكيمياوية للمركبات. بعد ذلك يمتلئ مدار 2p من البورون B الى النيون Ne حيث يكون الترتيب الالكتروني للنيون كالآتي:



في هذه المرحلة يكون الغلاف الذي له $n=2$ قد امتلأ ، ويبدأ الان امتلاء مدارات 3s و 3p بدءا من الصوديوم Na الى الاركون Ar ، لذلك يكون الترتيب الالكتروني للاركون كالآتي:

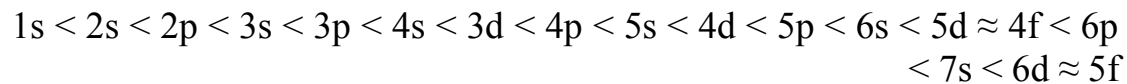


بدءا من البوتاسيوم K فأن الالكترونات تدخل في المدار 4s ويكون الترتيب الالكتروني للكالسيوم Ca الذي يأتي بعد البوتاسيوم كالآتي: $[\text{Ar}] 4s^2 \uparrow\downarrow$. ومن السكندنيوم Sc الى الزنك Zn يمتلئ المدار 3d ويكون الترتيب الالكتروني للزنك كالآتي:



ان مدار 4s يمتلئ قبل 3d لان الاول اقل طاقة. ان الترتيب الالكتروني للكروم Cr هو في الحقيقة $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ وليس $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ وللنحاس Cu يكون الترتيب $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$ وليس $[\text{Ar}] 3d^9 4s^2$. ان هذا الشذوذ يحدث بسبب ان الغلاف النصف ممتلئ او الممتلئ كليا له ثبات اضافي.

ان امتلاء المدارات يتم حسب السلسلة التالية والتي تسمى ترتيب اوفباو Aufbau order:



جدول يوضح الترتيب الالكتروني للعناصر

Z	العنصر	الترتيب الالكتروني	Z	العنصر	الترتيب الالكتروني
1	H	1s ¹	27	Co	[Ar] 3d ⁷ 4s ²
2	He	1s ²	28	Ni	[Ar] 3d ⁸ 4s ²
3	Li	[He] 2s ¹	29	Cu	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹
4	Be	[He] 2s ²	30	Zn	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²
5	B	[He] 2s ² 2p ¹	31	Ga	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
6	C	[He] 2s ² 2p ²	32	Ge	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²
7	N	[He] 2s ² 2p ³	33	As	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
8	O	[He] 2s ² 2p ⁴	34	Se	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
9	F	[He] 2s ² 2p ⁵	35	Br	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
10	Ne	[He] 2s ² 2p ⁶	36	Kr	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
11	Na	[Ne] 3s ¹	37	Rb	[Kr] 5s ¹
12	Mg	[Ne] 3s ²	38	Sr	[Kr] 5s ²
13	Al	[Ne] 3s ² 3p ¹	39	Y	[Kr] 4d ¹ 5s ²
14	Si	[Ne] 3s ² 3p ²	40	Zr	[Kr] 4d ² 5s ²
15	P	[Ne] 3s ² 3p ³	41	Nb	[Kr] 4d ³ 5s ²
16	S	[Ne] 3s ² 3p ⁴	42	Mo	[Kr] 4d ⁵ 5s ¹
17	Cl	[Ne] 3s ² 3p ⁵	43	Tc	[Kr] 4d ⁵ 5s ²
18	Ar	[Ne] 3s ² 3p ⁶	44	Ru	[Kr] 4d ⁷ 5s ¹
19	K	[Ar] 4s ¹	45	Rh	[Kr] 4d ⁸ 5s ¹
20	Ca	[Ar] 4s ²	46	Pd	[Kr] 4d ¹⁰
21	Sc	[Ar] 3d ¹ 4s ²	47	Ag	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹
22	Ti	[Ar] 3d ² 4s ²	48	Cd	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ²
23	V	[Ar] 3d ³ 4s ²	49	In	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹
24	Cr	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹	50	Sn	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²
25	Mn	[Ar] 3d ⁵ 4s ²	51	Sb	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
26	Fe	[Ar] 3d ⁶ 4s ²	52	Te	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴

Z	العنصر	الترتيب الالكتروني	Z	العنصر	الترتيب الالكتروني
53	I	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	79	Au	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹
54	Xe	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	80	Hg	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²
55	Cs	[Xe] 6s ¹	81	Tl	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹
56	Ba	[Xe] 6s ²	82	Pb	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²
57	La	[Xe] 5d ¹ 6s ²	83	Bi	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
58	Ce	[Xe] 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	84	Po	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴
59	Pr	[Xe] 4f ³ 6s ²	85	At	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵
60	Nd	[Xe] 4f ⁴ 6s ²	86	Rn	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶
61	Pm	[Xe] 4f ⁵ 6s ²	87	Fr	[Rn] 7s ¹
62	Sm	[Xe] 4f ⁶ 6s ²	88	Ra	[Rn] 7s ²
63	Eu	[Xe] 4f ⁷ 6s ²	89	Ac	[Rn] 6d ¹ 7s ²
64	Gd	[Xe] 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	90	Th	[Rn] 6d ² 7s ²
65	Tb	[Xe] 4f ⁹ 6s ²	91	Pa	[Rn] 5f ² 6d ¹ 7s ²
66	Dy	[Xe] 4f ¹⁰ 6s ²	92	U	[Rn] 5f ³ 6d ¹ 7s ²
67	Ho	[Xe] 4f ¹¹ 6s ²	93	Np	[Rn] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
68	Er	[Xe] 4f ¹² 6s ²	94	Pu	[Rn] 5f ⁶ 7s ²
69	Tm	[Xe] 4f ¹³ 6s ²	95	Am	[Rn] 5f ⁷ 7s ²
70	Yb	[Xe] 4f ¹⁴ 6s ²	96	Cm	[Rn] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
71	Lu	[Xe] 4f ¹⁴ 4d ¹ 6s ²	97	Bk	[Rn] 5f ⁹ 7s ²
72	Hf	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	98	Cf	[Rn] 5d ¹⁰ 7s ²
73	Ta	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	99	Es	[Rn] 5f ¹¹ 7s ²
74	W	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	100	Fm	[Rn] 5f ¹² 7s ²
75	Re	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	101	Md	[Rn] 5f ¹³ 7s ²
76	Os	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	102	No	[Rn] 5f ¹⁴ 7s ²
77	Ir	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	103	Lr	[Rn] 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
78	Pt	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹	104	Rf	[Rn] 5f ¹⁴ 6d ² 7s ²

المحاضرة السابعة

رمز التيرم

ايجاد الرمز المعبر (رموز التيرم)

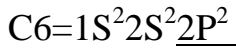
لحساب رمز التيرم يجب معرفة قيم كلا من:

1- مجموع الحركة المغزلية الكلية (S) لالكترونات الغلاف الثانوي الاخير من خلال عدد الكم m_s .

2- مجموع الزخم الزاوي المغناطيسي (L) للاوربيتالات التي تحتوي على الكترونات في الغلاف الثانوي الاخير من خلال عدد الكم m_l .

اي يزدوج الزخم الزاوي للاوربيتال لكل الالكترون مع بقية الالكترونات وتنتج عنها محصلة يرمز لها (L) وكذلك تزدوج الحركة المغزلية لكل الكترون مع بقية الالكترونات لتنتج عنها محصلة يرمز لها (S) الحرف الكمي

مثال: جد (L) و (S) لذرة الكربون تمتلك العدد الذري 6 ؟



$$m_l = +1 \quad 0 \quad -1$$



n=2, l=1 للغلاف الثانوي الاخير

$$L=+1 + 0 = +1$$

$$L=\sum ml$$

$$S=(+1/2) + (+1/2) = 1$$

$$S=\sum ms$$

3- لاستخراج الزخم الزاوي الكلي J وهو محصلة الزخم الزاوي للاوربيتالات والحركة المغزلية لكل الكترون:

$$J=(L+S), \dots, (L-S)$$

مثال // نفرض ان S=1, L=3

$$J= (3+1), \dots, (3-1)$$

$$J=4, 3, 2$$

❖ اذا كان عدد الالكترونات في الغلاف الخارجي اقل من نصف مشبع نأخذ اصغر

قيمة ل J واذا كان الغلاف اكثر من نصف مشبع نأخذ اعلى قيمة له و قيمة J تاخذ

القيم الموجبة والصفر فقط. اما القيمة السالبة فتهمل.

4- ان رموز حالات الذرات مشابهة لرموز الاوربيبتالات للالكترونات المنفردة ولذلك

عندما $L=0,1,2,3,4,\dots$ ياخذ الحروف الكبيرة S, P, D, F, G, \dots .

5- يكون رمز الحالة الذرية لاي طاقة ذرية لها J, S, L هو:

$$^{2S+1}L_J$$

مثال : ذرة الكاربون تمتلك العدد الذري 6 اكتب رمز الحالة الذرية له ؟

$$C6=1S^2 2S^2 2P^2$$

$$m_\ell = +1 \quad 0 \quad -1$$



$n=2, l=1$ للغلاف الثانوي الاخير

$$L = +1 + 0 = +1$$

$$S = (+1/2) + (+1/2) = 1$$

$$J = (L+S), \dots, (L-S)$$

$$J = (1+1), \dots, (1-1)$$

$$J = (2, 1, 0)$$

وبما ان $L=1=P$ والاوربيبتال اقل من نصف مشبع اذن $J=0$ و $S=1$

$$^{2S+1}L_J = ^3P_0$$

اذن رمز الحالة الذرية للكاربون هو:

مثال : ذرة النتروجين تمتلك العدد الذري 7 اكتب رمز الحالة الذرية له ؟

$$N7=1S^2 2S^2 2P^3$$

$$m_\ell = +1 \quad 0 \quad -1$$



$n=2, l=1$ للغلاف الثانوي الاخير

$$L = +1 + 0 + -1 = 0$$

$$S = (+1/2) + (+1/2) + (+1/2) = 3/2$$

$$J = (L+S), \dots, (L-S)$$

$$J = (0+3/2), \dots, (0-3/2)$$

$$J = (3/2, \dots, -3/2)$$

بما ان $3/2$ - سالبة فتهمل

المحاضرة الثامنة

اعداد الكم

وبما ان $L=0=S$ والاوربيتال نصف مشبع اذن $J=3/2$ و $S=3/2$

اذن رمز الحالة الذرية ${}^{2S+1}L_J = {}^4S_{3/2}$

1. مثال // الفناديوم : العنصر على شكل ايون V^{+3} العدد الذري $Z=23$

$$V_{23} = 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^3$$

$$V^{+3} = 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^2$$

+2	+1	0	-1	-2
↑	↑			

$$L = +2 + +1 = 3$$

$$S = (+1/2) + (+1/2) = 1$$

$$J = (3+1), \dots, (3-1) \quad J=4, 3, 2 \quad J=2$$

اذن رمز الحالة الذرية ${}^{2S+1}L_J = {}^3F_2$

2. عند تسليط طاقة ضوئية عليه يحدث تهيج واثارة فتغير الالكترونات مواقعها في

الاوربيتالات للغلاف الثانوي نفسه (d) فهناك عدد من الاحتمالات :

-2				↑			↑		↑	↑
-1			↑			↑		↑		↑
0		↑			↑			↑	↑	
+1	↑				↑	↑	↑			
+2	↑	↑	↑	↑						
L	3	2	1	0	1	0	-1	-1	-2	-3

تظهر حالتان :- الحالة الاولى $L=+3,+2,+1,0,-1,-2,-3$

الحالة الثانية $L=+1,0,-1$

وفي كلتا الحالتين تاخذ نفس قيمة S حيث $S=+1/2 + 1/2=1$

$$L=+3 \quad ({}^3F_2)$$

رمز الحالة :

$$L=+1 \quad ({}^3P_0)$$

3. اذا كان الاشعاع يهيج الذرة (الايون V^{+3}) وحيث يصبح برم احد الالكترونين بصورة معاكسة للاخر :

-2					↓			↓		↓		↓		↓	↑↓
-1			↓				↓			↓		↑↓	↑		
0			↓				↓			↑↓	↑	↑			
+1		↓				↑↓	↑	↑	↑						
+2	↑↓	↑	↑	↑	↑										
L	+4	+3	+2	+1	0	+2	+1	0	-1	0	-1	-2	-2	-3	-4

الحالة الاولى = $L=+4, \dots, -4$ رمز الحالة $L=+4 = G$

الحالة الثانية = $L=+2, \dots, -2$ رمز الحالة $L=+2 = D$

الحالة الثالثة = $L=0$ رمز الحالة $L=0 = S$

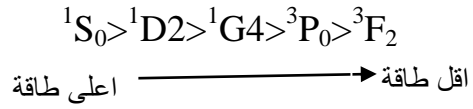
في هذه الحالات ان $S=0$ حيث ان $S=(-1/2) + (+1/2)$

وبذلك فان ايون V^{+3} المثار خمسة حالات هي:

$$\left. \begin{array}{l} 1. L=3 = F \\ 2. L=1 = P \\ 3. L=4 = G \\ 4. L=2 = D \\ 5. L=0 = S \end{array} \right\} \begin{array}{l} 2S+1=2 \times 1+1=3 \\ 2S+1=2 \times 0+1=1 \end{array}$$

ملاحظة مهمة :

❖ كلما تزداد قيمة $2S+1$ تقل قيمة الطاقة للحالة :



❖ الحالة الاقل طاقة هي التي تاخذ اعلى قيمة ل L في حالة تساوي $2S+1$ لها

وعندما تكون اقل طاقة فانه يشابه حالة الاستقرار فان اخر رقم هو (3F_2) فهو رمز

الحالة الذرية لايون الفناديوم المثار وهو في ادنى حالات الطاقة . اما (1S_2) فهو

رمز الحالة الذرية لايون الفناديوم المثار وهو في اعلى حالات الاثارة.

المحاضرة العاشرة

الجدول الدوري

الجدول الدوري Periodic Table

مقدمة Introduction

منذ القدم عرف الانسان العناصر واستخدمها في حياته اليومية مثل الحديد والنحاس والالمنيوم والذهب والفضة. ولقد بدأ العلماء منذ عام 1800 بجمع المعلومات حول الصفات الفيزيائية والكيميائية للعناصر التي كانت معروفة. ولم تكن الجهود منصبة في اتجاه معين حتى عام 1869 عندما توصل الكيميائي الروسي ديمتري مندليف Dmitri Mendeleev ثم بعد ذلك بعام الالماني لوثر ماير Lothar Meyer الى ان هنالك علاقة بين صفات العناصر واوزانها الذرية. لقد كان مندليف معلما للكيمياء واكتشف انه عند ترتيب العناصر حسب زيادة اوزانها الذرية تظهر العناصر المتشابهة في الخواص على فترات دورية. لقد رتب مندليف العناصر في جدول في ثماني مجموعات على شكل اعمدة رأسية واثنى عشرة دورة افقية وترك التاسعة فارغة، حيث لم تكن عناصر هذه الدورة مكتشفة. كذلك فقد تنبأ بعناصر وخواصها قبل اكتشافها مثل الجاليوم والجرمانيوم. ان ظهور جدول مندليف يعتبر نقطة تحول في الكيمياء، وعلى الرغم من فوائده الكبيرة الا انه لم يخل من بعض الاخطاء والنواقص التي من اهمها هو انه وضع بعض العناصر في عائلة واحدة على الرغم من عدم تشابهها في الخواص، كذلك فقد وضع الاركون Ar وزنه الذري 39.9 بعد البوتاسيوم K وزنه الذري 39.1، حيث انه تأكد فيما بعد ان البوتاسيوم ينتمي الى المجموعة الاولى والاركون ينتمي الى المجموعة الثامنة. بالاضافة الى ذلك لم يتمكن مندليف من تحديد موقع نظائر العناصر.

استمرت المحاولات للوصول الى احسن ترتيب للعناصر في جدول شامل اعتمادا على خاصية تعطي نتائج افضل، وقد حصل ذلك بعد ان قام الانكليزي هنري موزلي Henry Mosley بتجربة قصف فيها ذرات العناصر بالكترونات ذات طاقة عالية حيث انبعثت اشعة اكس، ووجد ان تردد الاشعة المنبعثة يزداد بزيادة العدد الذري للعنصر. ان العلاقة الرياضية التي تربط تردد اشعة اكس المنبعثة والعدد الذري هي:

$$\sqrt{\nu} = A (Z - B)$$

حيث ν تردد اشعة - X

Z العدد الذري

A ، B ثوابت

لذلك فقد رتبت العناصر اعتمادا على العدد الذري حيث وجد انه عند ترتيب العناصر وفق الزيادة في اعدادها الذرية يحصل تكرار دوري في الخواص الفيزيائية والكيميائية. قسم الجدول الدوري الحديث والمبين في الشكل التالي الى سبعة خطوط افقية سميت بالدورات Periods، والى ثمانية خطوط عمودية سميت بالمجموعات Groups. ويكتب رمز كل عنصر بالرمز الخاص به ثم يكتب العدد الذري في الجهة العلوية من العنصر والوزن الذري في الجهة السفلية.

سميت المجموعات العمودية ابتداء من جهة اليسار بـ IA الى VIIIA. وتقع بين المجموعتين IIA و IIIA ومقابل الدورة الرابعة مجموعة من العناصر تتألف من اربع دورات وعشر مجموعات، تتألف الثلاث الاولى منها، من عشرة عناصر، تسمى الدورة الاولى منها السلسلة الاولى للعناصر الانتقالية Transition Elements First. والدورة الثانية تسمى السلسلة الثانية للعناصر الانتقالية، والدورة الثالثة تسمى السلسلة الثالثة للعناصر الانتقالية. اعطيت لهذه المجموعات الارقام ابتداء من اليسار IIIB، IVB، VB، VIB، VIIB، والاعمدة السادس والسابع والثامن اعطيت الرقم VIIIB ثم IB واخيرا IIB.

وتوجد اسفل الجدول دورتان منفصلتان تسمى العناصر الانتقالية الداخلية Inner Transition Elements ، وهي تنتمي الى جسم الجدول الا انه لم يتم وضعها في مكانها اختصارا في الحيز الذي يشغله الجدول. حيث انه بالامكان وضع الدورة الاولى من هذين الدوريتين والتي تبدأ بعنصر السيريوم ^{58}Ce ، بعد عنصر اللانثانيوم، وتنتهي هذه السلسلة بعنصر اللوتيتيوم ^{71}Lu ، وتدعى عناصر هذه الدورة اللانثانات Lanthanides ، ويطلق عليها ايضا عناصر الاتربة النادرة Rare Earth Elements. اما الدورة الثانية والتي تبدأ بعنصر الثوريوم ^{90}Th فبالامكان وضعها بعد عنصر الاكتينيوم ^{89}Ac ، وتنتهي عناصر هذه السلسلة بالاكثانات Actinides.

تتميز بعض المجموعات من العناصر بأسماء معينة، فالعناصر الواقعة في المجموعات IA الى VIIA تسمى بالعناصر الممثلة Representative Elements. وتسمى عناصر المجموعة IA بالفلزات القلوية Alkali Metals لكون بعض مركباتها كاوية او قلوية. وتسمى عناصر المجموعة IIA الفلزات القلوية الارضية او فلزات الاتربة القلوية Alkaline - Earth Metals، حيث توجد في الخامات المعدنية وبعض مركباتها كاوية ايضا. اما عناصر المجموعة VIIA فيطلق عليها اسم الهالوجينات Halogens ويعني مكون الملح. وتسمى عناصر المجموعة VIIIA مجموعة الصفر او مجموعة الغازات النبيلة Noble Gases او الخاملة وذلك لخمولها الكيمياوي.

من الممكن تصنيف عناصر الجدول الدوري الى فلزات Metals، ولافلزات Non-metals، واشباه فلزات Metalloids. ان العناصر الواقعة الى يسار الجدول الدوري تكون فلزات، اما تلك الواقعة الى يمين الجدول فهي لافلزات، وعناصر وسط الجدول اشباه فلزات.

الجدول الدوري والترتيب الالكتروني Periodic Table and Electronic Configuration

ان ترتيب العناصر في الجدول الدوري على هيئة مجموعات جاء على اساس تماثل خواصها الكيميائية. وتشارك عناصر المجموعة الواحدة جميعا بامتلاكها نفس العدد من الالكترونات في غلاف التكافؤ، موجودة في مدارات من نفس النوع، والفرق بين عنصر واخر يكون في رقم الغلاف الرئيسي فقط. فعلى سبيل المثال فإن اول عنصر من المجموعة IA هو الهيدروجين H ومداره الوحيد هو $1s^1$ ، ثم يأتي بعده وفي نفس المجموعة الليثيوم Li ومداره الاخير $2s^1$ ، ثم الصوديوم ومداره الاخير $3s^1$ وهكذا. ان هذا الترتيب المتشابه يجعل من الضروري ان تكون الصفات الكيميائية والفيزيائية لهذه العناصر (باستثناء الهيدروجين) متشابهة نوعا ما. هذه الملاحظات تنطبق على العناصر الممثلة، والتي تكون اغلفتها حاوية على مدارات s و p

Atomic Volume

الحجم الذري

كما نتوقع فإن حجم اي ذرة يزداد بزيادة عدد الالكترونات، وذلك لان زيادة عدد الالكترونات يؤدي الى زيادة عدد الاغلفة التي تشغلها هذه الالكترونات. كذلك فإن هنالك عاملا اخر يؤثر في الحجم الذري وهو تأثير جذب نواة الذرة للالكترونات والذي تم توضيحه في الفقرة السابقة. من النقاط التي يجب ان تؤخذ بعين الاعتبار هو ان زيادة العدد الذري ضمن الدورة الواحدة لا يؤدي الى زيادة في عدد الاغلفة، حيث تشغل الالكترونات الجديدة مدارات جديدة ولكنها ضمن الغلاف نفسه، وكما علمنا فإن التأثير الذي تسببه الالكترونات التي تقع في نفس الغلاف على بعضها يكون قليلا، ولكن تتزامن زيادة الالكترونات مع زيادة في عدد البروتونات، اي زيادة شحنة النواة الموجبة والتي يكون لها تأثير في جذب الالكترونات الخارجية باتجاهها، ولهذا السبب يحدث تناقص في حجم الذرة.

ان تأثير الشحنة الموجبة للنواة يمكن ان يشذ عن القاعدة بسبب اختلاف التوزيع الالكتروني، ولكن عموما فهناك زيادة خلال الدورة الواحدة، كما نلاحظ من قيم تأثير الشحنة الموجبة للنواة لعناصر الدورة الثانية والموضحة في الجدول التالي.

فمن ملاحظة هذا الجدول، واخذ الملاحظات السابقة بعين الاعتبار، يمكن ان نستنتج ان الحجم الذري سوف يقل من الليثيوم الى النيون، هذا ضمن الدورة الواحدة، اما ضمن المجموعة وحيث تحصل زيادة في عدد الاغلفة من الاعلى الى الاسفل، فإن الالكترونات التي في هذه الاغلفة سوف لن تتأثر كثيرا بالشحنة الموجبة للنواة لكونها بعيدة، وهذا يعني ان ثابت الحجب تكاد تكون له قيمة ثابتة، وبذلك سوف يزداد الحجم الذري زيادة واضحة من الاعلى الى الاسفل ضمن المجموعة الواحدة. ان التغير في الحجم في العناصر الانتقالية يكون قليل بسبب اضافة الالكترونات الى المدار 3d.

جدول يوضح قيم تأثير الشحنة الموجبة للنواة لعناصر الدورة الثانية

العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
العدد الذري	3	4	5	6	7	8	9	10
تأثير الشحنة الموجبة للنواة	1.3	1.95	2.6	3.25	3.9	4.55	5.2	5.85

Atomic Radii

نصف القطر الذري

ان الامور التي تطرقنا اليها في موضوع الحجم الذري تنطبق ايضا على انصاف الاقطار الذرية. حيث يزداد نصف القطر بأزدياد العدد الذري ضمن المجموعة الواحدة ويقل بأزدياد العدد الذري ضمن الدورة الواحدة. ان القياسات التي تتعلق بموضوع نصف القطر لا تكون مضبوطة وسبب ذلك يعود الى ما عرفناه عن طبيعة الالكترون، حيث يمكن ان يوجد هذا الالكترون في اي موقع محتمل حول النوة طبقا لما عرضته النظريات الذرية. لذلك فيوجد هنالك اصطلاح اخر يعبر عن نصف القطر الذري وهو نصف القطر الاكثر احتمالا Most Probable Radius.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VII	VIIIA
الدورة الاولى	H							He
الدورة الثانية	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
الدورة الثالثة	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
الدورة الرابعة	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
الدورة الخامسة	Rb	Sr	In	Sa	Sb	Te	I	Xe
الدورة السادسة	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

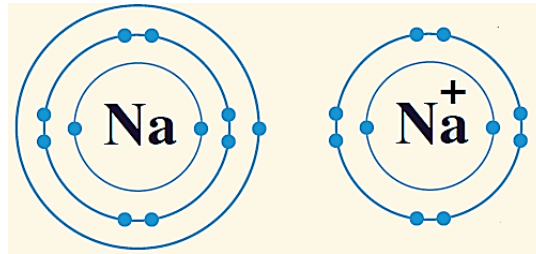
Ionic Radii

انصاف الاقطار الايونية

ان نصف القطر الايوني هو منتصف المسافة بين ايوني ذرتين في جزيئة ما في الحالة البلورية. فعندما تتكون الايونات الموجبة والسالبة نتيجة تفكك المركب المتعادل AB حسب المعادلة:



فأن الايونات الموجبة تكون دائما اصغر من ذراتها، اما الايونات السالبة فتكون دائما اكبر من ذراتها. فالايون الموجب يتكون عندما تفقد الذرة الكترونا من الكترونات الخارجية، حيث تزداد الشحنة النووية الموجبة المؤثرة على الاغلفة الالكترونية وبهذا يقل نصف القطر. فنجد مثلا ان نصف قطر ايون الصوديوم الموجب اقل من نصف قطر ذرته كما هو مبين في المعادلة اعلاه. اما الايون السالب فإنه يتكون عندما تكتسب الذرة الكترونا، حيث يقل بذلك تأثير الشحنة النووية الموجبة فيزداد بذلك نصف القطر. فمثلا يكون نصف قطر ايون الكلور اكبر من نصف قطر ذرته. ويمكن ان نستنتج من هذا انه كلما ازادت الشحنة الموجبة للايون قل نصف القطر، وبالنسبة للايون السالب فإن نصف القطر يزداد كلما ازادت الشحنة السالبة للايون.



152 pm

Li⁺

60 pm



111 pm

Be²⁺

31 pm

F



64 pm

F⁻

136 pm



186 pm

Na⁺

95 pm



160 pm

Mg²⁺

65 pm

Cl



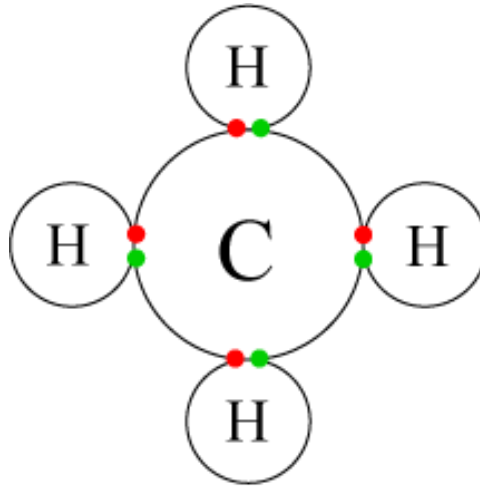
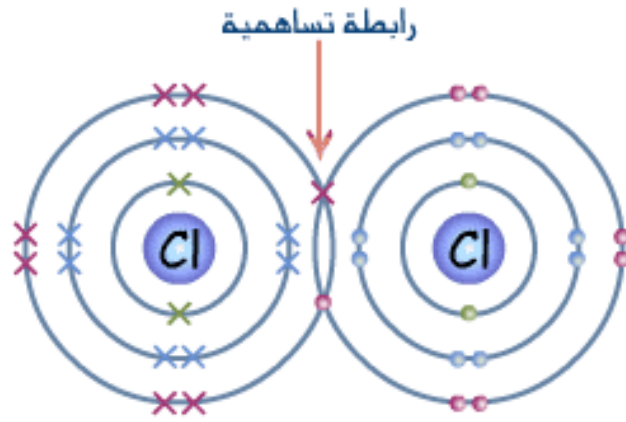
99 pm

Cl⁻

181 pm

انصاف الاقطار التساهمية Covalent Radii

ان نصف القطر التساهمي هو منتصف المسافة بين نواتي ذرتين في جزيئة مرتبطين برابطة تساهمية مفردة. فعندما ترتبط ذرتا هيدروجين مع بعضها برابطة تساهمية تتكون من مساهمة الكترون من كل ذرة، فأن منتصف المسافة بين ذرتي الهيدروجين يطلق عليه نصف القطر التساهمي للهيدروجين. ان طول الاصرة بين الذرتين يساوي مجموع نصفي القطرين التساهميين. والجدول التالي يبين انصاف اقطار الاصرة التساهمية المنفردة لبعض العناصر.



● إلكترون من ذرة الكربون
● إلكترون من ذرة الهيدروجين

انصاف اقطار الاصرة التساهمية المفردة لبعض الذرات مقاسة بالانكستروم A^0

العنصر	نصف القطر التساهمي
H	0.37
C	0.77
N	0.75
O	0.73
F	0.71
Cl	0.99
Br	1.14
I	1.33

فعندما ترتبط ذرة الكربون مع ذرة كلور في مركب رابع كلوريد الكربون CCl_4 نجد ان نصف قطر الكربون يساوي $0.77 A^0$ ونصف قطر الكلور $0.99 A^0$ ، لذلك فإن مجموع نصفي القطرين يساوي $1.76 A^0$ وقد وجد بالتجربة ان طول الاصرة C.Cl يساوي $1.77 A^0$ وهو رقم مناسب للحقيقة كثيرا، ولو ان التطابق بين القيم النظرية والعملية ليس دقيقا تماما بالاضافة الى انصاف الاقطار الايونية والتساهمية فهناك نوع اخر يطلق عليه نصف قطر فان در فالز Van der waals نسبة الى الفيزيائي الهولندي فان در فالز، وهو يمثل المسافة بين نواتي ذرتين اقتربتا من بعضهما تحت درجات حرارة منخفضة جدا. تحدث في مثل هذه الحالة حالة توازن نتيجة لتنافر الالكترونات من جهة وانجذاب الالكترونات نحو النواتين من جهة اخرى. ان الذرتان في مثل هذه الحالة تكونان شبه متلامستان وتكون منتصف المسافة بين النواتين هي نصف قطر فان در فالز. ان نصف القطر هذا لا بد وان يكون اكبر من نصف القطر التساهمي وهو كذلك اكبر من نصف القطر الايوني. وفي الجدول التالي انصاف اقطار فان در فالز لبعض الذرات.

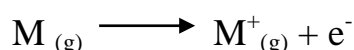
جدول يوضح انصاف اقطار فان در فالز لبعض الذرات

العنصر	نصف قطر فان در فالز
H	1.20
C	1.70
N	1.55
O	1.52
F	1.47
Cl	1.75
Br	1.85
I	1.98

Ionization Energy

طاقة التأين

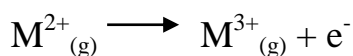
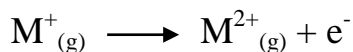
ان طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لفصل الكترول من ذرة معزولة في الحالة الغازية. وتقاس بوحدات الالكترول فولت ev ، او وحدات الكيلو سعة لكل مول. ويمكن ان تمثل هذه العملية بمعادلة التأين التالية:



فعند نزع الالكترول من ذرة M فإن الجسم المتبقي هو ايون موجب، والرمز الموجب الموجود في اعلى الايون يدل على ان الذرة M قد فقدت الكترولنا واحدا. ان عملية فصل الالكترول من ذرة ما تحتاج الى طاقة تختلف من ذرة الى اخرى. ان الذرة يمكن ان تفقد اكثر من الكترول، وان عملية فصل الكترول من ايون تحتاج الى طاقة اكبر من عملية فصل الكترول من ذرة، بسبب تأثير الشحنة النووية الموجبة والذي يزداد عند نقصان عدد الالكترولونات بالنسبة الى عدد البروتونات، ويطلق على الطاقة اللازمة لفصل الالكترول الاول من الذرة بطاقة التأين الاولى E_1 ، والطاقة اللازمة لفصل الالكترول الثاني بطاقة التأين الثانية E_2 وهي بالتاكيد اعلى من طاقة التأين الاولى، وهكذا تكون طاقة التأين الثالثة اكبر من طاقة التأين الثانية اي:

$$E_1 < E_2 < E_3$$

ان طاقات التأين الثانية والثالثة تشير الى التفاعلات التالية:



ويبين الجدول التالي طاقات التأين المتعددة لعناصر الدورة الثانية. ان قيم طاقات التأين لكل ذرة من ذرات الدورة الثانية تزداد زيادة ثابتة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري، مع وجود بعض الاستثناءات. السبب في ذلك وكما تطرقنا سابقا هو ان حجوم الذرات يتناقص خلال الدورة الواحدة، لان زيادة العدد الذري خلال الدورة تؤدي الى زيادة عدد الالكترونات في نفس الغلاف، وهذه الالكترونات تسبب على بعضها حجبا الكترونيا صغيرا مقارنة بجذب النواة الذي يزداد بزيادة عدد البروتونات المرافق لزيادة عدد الالكترونات. اما خلال المجموعة الواحدة، فأن قيم طاقات التأين تقل عند الاتجاه من الاعلى الى الاسفل. فمن اعلى المجموعة الى اسفلها يزداد العدد الذري وتزداد احجام الذرات في هذه الحالة، وسبب زيادة الحجم هو ان زيادة عدد الالكترونات تؤدي الى زيادة عدد الاغلفة، وكلما ازداد عدد الاغلفة بين النواة والالكترون الخارجي قل تأثير الشحنة النووية الموجبة عليه، نتيجة لزيادة الحجب الناجم عن زيادة عدد الاغلفة. ان الذرات التي في اعلى المجموعة تكون صغيرة الحجم، لذلك فأن الالكترونات تكون ملاصقة للنواة وتكون عملية ازلتها صعبة مقارنة بالذرات الكبيرة الموجودة في اسفل المجموعة، والتي تكون الكترونها الخارجية بعيدة عن تأثير النواة الموجبة.

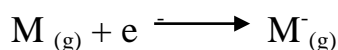
جدول يوضح طاقات التأين المتعددة لعناصر الدورة الثانية مقاسة بالكيلو جول لكل مول

الذرة	E ₁	E ₂	E ₃	E ₄	E ₅
Li	520	7297	11810	-	-
Be	900	1757	14840	21000	-
B	800	2430	2659	25020	32810
C	1086	2352	4619	6221	37800
N	1402	2857	4577	7473	9443
O	1314	3391	5301	7468	10980
F	1681	3375	6045	8418	11020
Ne	2080	3963	6276	9376	12190

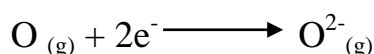
Electron Affinity

الالفة الالكترونية

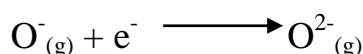
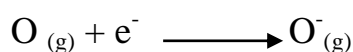
ان الالفة الالكترونية هي الطاقة المنبعثة او الممتصة عندما يضاف الكترون الى ذرة متعادلة معزولة في الحالة الغازية. ويمكن تمثيل العملية بالمعادلة التالية:



حيث تمثل M ذرة عنصر اكتسبت الكترونا وتحولت الى ايون سالباً. فلطاقة الالفة الالكترونية للاوكسجين والممثلة بالمعادلة التالية:



خطوتان :



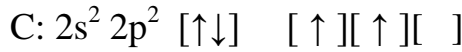
حيث ان للمعادلة الاولى طاقة اللفة الكترونية E_1 وللمعادلة الثانية طاقة اللفة الكترونية E_2 . ان الطاقة المتحررة عند اضافة الالكترون الاول تكون سالبة القيمة، اما الطاقة الثانية وحيث ان الالكترون يفرض على ايون سالب، وهذا يتطلب جهداً ، فنجدها موجبة ، حيث ان العملية ماصة للحرارة. اذن فالقيم السالبة لطاقة الالفة الالكترونية تعني ان العملية طاردة للحرارة والقيم الموجبة تعني ان العملية ماصة للحرارة. وفي الجدول التالي قيم الالفة الالكترونية لبعض العناصر.

جدول يوضح الالفة الالكترونية لاجلب عناصر الجدول الدوري مقاسة بوحدات الالكترون فولت

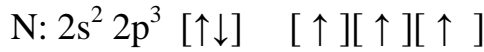
-77 H							21 He
-58 Li	241 Be	-23 B	-123 C	+9 N	-142 O	-333 F	29 Ne
-53 Na	230 Mg	-44 Al	-120 Si	-74 P	-200 S	-348 Cl	35 Ar
-48 K	154 Ca	-35 Ga	-118 Ge	-77 As	-195 Se	-324 Br	39 Kr
-47 Rb	120 Sr	-34 In	-121 Sn	-101 Sb	-190 Te	-295 I	40 Xe
-45 Cs	52 Ba	-48 Ti	-101 Pb	-100 Bi	? Po	? At	? Rn

يمكن مقارنة طاقة الالفة الالكترونية بطاقة التأين، ففي الذرات الصغيرة التي تكون اغلفتها الخارجية قريبة من النواة وتتعرض لجذبها ، تكون قيم طاقة التأين عالية، وكذلك تكون الالفة الالكترونية عالية. اما في الذرات الكبيرة والتي يكون مقدار تأثر اغلفتها الخارجية بالنواة صغيرا، فإن قيم طاقة التأين تكون واطنة وكذلك نتوقع ان يكون لها الافة الكترونية صغيرة. ومع ذلك فإن هنالك بعض الشذوذ عن هذه القاعدة في بعض العناصر.

ان طاقة الالفة الالكترونية الاولى يمكن ان تكون موجبة او سالبة معتمدة على الترتيب الالكتروني للذرة، ففي ذرة الكربون ذات الترتيب الالكتروني الخارجي التالي:



فإن الالكترون يمكن ان يدخل مدار P الفارغ وهو يبدي حد ادنى من التنافر، لذلك فإن قيمة طاقة الالفة الالكترونية للكربون تكون سالبة (طاردة للحرارة). اما النيتروجين والذي له الترتيب الالكتروني التالي :



فإن الالكترون المضاف يجب ان يزدوج مع احد الكترونات المدار 2p الثلاثة لذلك فإن قيمة طاقة الالفة الالكترونية تكون موجبة في هذه الحالة (ماصة للحرارة).

السالبية الكهربائية Electronegativity

لكل ذرة عنصر في الجدول الدوري عدد مختلف من البروتونات والالكترونات، اي ترتيب الكتروني مختلف عن العناصر الاخرى، لذلك فلا بد ان نتوقع ان تكون لكل ذرة قابلية مختلفة لجذب الالكترونات عند تكوين الروابط الكيميائية. ان قابلية ذرة العنصر لجذب الكترونات الاصرة تسمى السالبية الكهربائية. ان مفهوم السالبية الكهربائية يختلف عن مفهوم الالفة الالكترونية، فالاخير يمثل طاقة ذرة معزولة للاتحاد بالالكترونات.

فعندما تتحد ذرة الهيدروجين بذرة اخرى لتكوين جزيئة الهيدروجين H_2 ، فيما ان الذرتين متماثلتين، لذلك فإن سالبيتها الكهربائية تكون واحدة، وقابليتهما على جذب الزوج الالكتروني للرابطة واحدة. ان الزوج الالكتروني في هذه الحالة يقضي وقتا مشتركا بين الذرتين.

اما عندما تتحد ذرة الهيدروجين بذرة فلور لتكوين جزيئة فلوريد الهيدروجين HF ، فيما ان السالبية الكهربائية للفلور اكبر من تلك التي للهيدروجين، نجد ان الزوج الالكتروني للرابطة $\text{H}^+ - \text{F}^-$ يقضي وقتا اطول حول ذرة الفلور منه حول ذرة الهيدروجين . لذلك يمكن كتابة الجزئ بالشكل $\text{H}^{\delta+} - \text{F}^{\delta-}$ ، حيث ان الرمز δ^- يبين ان الشحنة السالبة متمركزة حول ذرة الفلور تاركة

الشحنة الموجبة حول الهيدروجين. فالجزئ يبدو ذو قطبين ويقال عنه جزئ قطبي Polar. ان كل جزئ ثنائي الذرة كجزئ فلوريد الهيدروجين، هو ثنائي القطبية.

يمكن الاستفادة من السالبة الكهربائية للتنبؤ عن طبيعة الترابط بين الذرات. وبما ان السالبة تدل على قوة الجذب النسبية لالكترونات الاصرة من قبل احد الذرات ، فنتوقع لعنصرين مختلفي السالبة الكهربائية ان يكونا روابط ايونية. فمثلا عند اتحاد عنصر الصوديوم الذي له سالبة تساوي 0.9، مع عنصر الكلور الذي تساوي سالبيته 3.0، فإن الاصرة بينهم لابد وان تكون ايونية. كذلك نتوقع ان تكون الاصرة تساهمية بين ذرتين لنفس العنصر، او بين عنصرين متقاربين بالسالبة الكهربائية مثل الكلور 3.0 والبروم 2.8. كذلك فإنه ومن خلال قيم السالبة الكهربائية يمكن ان نتنبأ بالقطبية، فكلما كان الفرق في السالبة الكهربائية بين عنصرين كبيرا، كلما كانت الاصرة اكثر قطبية ، وكلما ازدادت القطبية ازدادت طاقة الربط. كذلك فإن السالبة الكهربائية مؤشر لتحديد هل ان العنصر فلز او لافلز، فنجد ان قيم السالبة الكهربائية للفلزات تكون واطئة بينما تكون قيم السالبة للافلزات عالية وكما هو واضح من الجدول 2-7.

لا يوجد حد فاصل بين كون الاصرة ايونية او تساهمية، واذا كان الفرق بين سالبية عنصرين، يكونان جزئية ما اكثر من 1.6 فإن الاصرة تكون ايونية، وكلما ازداد الفرق عن 1.6 تكون الاصرة اكثر ايونية.

من ملاحظة الجدول 2-7 فإن عناصر الجزء الايمن العلوي من الجدول الدوري تكون اكثر سالبية، اما عناصر الجزء الايسر السفلي فتكون اقل سالبية، وهذا يتفق مع اتجاهات كل من طاقة التأين والالفة الالكترونية ، حيث نجد ان لعناصر الجزء الايمن العلوي من الجدول طاقات تأين والفة الكترونية عالية، اما عناصر الجزء الايسر الاسفل فلها طاقات تأين والفة الكترونية واطئة.

جدول 2-7 السالبية الكهربائية للعناصر

2.1 H																
1.0 Li	1.5 Be											2.0 B	2.5 C	3.1 N	3.5 O	4.1 F
0.9 Na	1.3 Mg											1.5 Al	1.8 Si	2.1 P	2.4 S	3.0 Cl
0.9 K	1.1 Ca	1.2 Sc	1.3 Ti	1.5 V	1.6 Cr	1.6 Mn	1.7 Fe	1.7 Co	1.8 Ni	1.8 Cu	1.7 Zn	1.8 Ga	2.0 Ge	2.2 As	2.5 Se	2.8 Br
0.9 Rb	1.0 Sr	1.1 Y	1.2 Zr	1.3 Nb	1.3 Mo	1.4 Tc	1.4 Ru	1.5 Rh	1.4 Pd	1.4 Ag	1.5 Cd	1.5 In	1.7 Sn	1.8 Sb	2.0 Te	2.2 I
0.9 Cs	0.9 Ba	1.1 La	1.2 Hf	1.4 Ta	1.4 W	1.5 Re	1.5 Os	1.6 Ir	1.5 Pt	1.4 Au	1.5 Hg	1.5 Tl	1.6 Pb	1.7 Bi	1.8 Po	2.0 At
0.9 Fr	0.9 Ra	1.0 Ac														

Lanthanides and Actinides 1.0 -1.5

ان السالبية الكهربائية تزداد خلال الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري بسبب نقصان نصف قطر الذرة بزيادة تأثير الشحنة النووية الموجبة على الإلكترونات، بينما تقل خلال المجموعة بازدياد العدد الذري لزيادة نصف القطر ونقصان تأثير الشحنة النووية الموجبة على الإلكترونات.

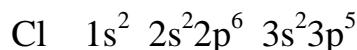
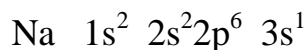
الاصرة الايونية

ان جميع الذرات لها القابلية على الاتحاد مع ذرات اخرى مكونة بذلك انواعا جديدة من المواد تسمى الجزيئات. والروابط التي تربط هذه الذرات مع بعضها ضمن الجزيء تسمى الروابط الكيميائية Chemical Bonds. ان نوع هذه الروابط المتكونة يعتمد على المحتوى الالكتروني للذرات، او بصورة اخرى على الترتيب الالكتروني. من خلال ذلك يمكن ان نعرف الروابط الكيميائية على انها قوة التجاذب الكهروستاتيكية التي تمسك الذرات المكونة للجزيء. ان عملية تكوين الجزيء تتضمن الانتقال بالذرات من حالتها غير المستقرة (ذات الطاقة العالية) الى الحالة المستقرة عند تكوين الجزيء (ذات الطاقة الاوطأ).

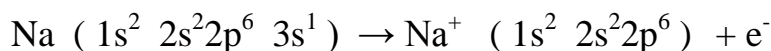
Ionic Bond

الاصرة الايونية

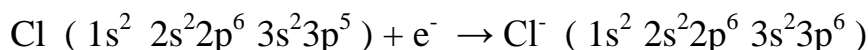
ان الاصرة الايونية تتكون عندما ينتقل الكترون او اكثر من غلاف ذرة الى غلاف تكافؤ ذرة اخرى، بحيث يكون هذا الانتقال تاما. ان الذرة التي فقدت الكتروناتها تتحول الى ايون موجب يسمى كاتيون Cation ، اما الذرة التي اكتسبت الالكترونات فتتحول الى ايون سالب يسمى انيون Anion، ويحدث الترابط الايوني نتيجة التجاذب بين الايونات والكتيونات. والاصرة الايونية تكون اقوى من الاصرة التساهمية بعدة مرات. ان عملية تكون الروابط الايونية يكون مفضلا بين ذرة ذات طاقة تأين منخفضة وذرة اخرى ذات الفة الكترونية عالية. ولتوضيح تكون الاصرة الايونية نأخذ مركب كلوريد الصوديوم NaCl، الذي يكون التركيب الالكتروني لذراته المتفاعلة هو:



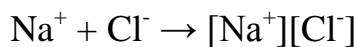
حيث تفقد ذرة الصوديوم الكترونها الموجود في المدار 3s وتتحول الى كاتيون Na^+ ، وهي بذلك تكتسب ترتيب الغاز الخامل:



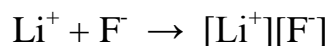
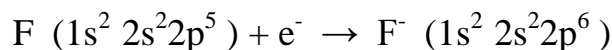
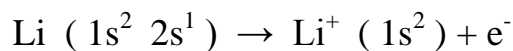
اما ذرة الكلور فأنها تأخذ الالكترون الذي فقدته ذرة الصوديوم متحولة بذلك الى انيون Cl^- ويكون لها ترتيب الغاز الخامل ايضا:



وتتكون الاصرة الايونية نتيجة للتجاذب بين ذرة الصوديوم وذرة الكلور:

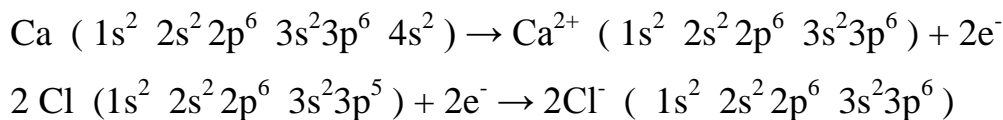


كذلك فإن الليثيوم يتفاعل مع الفلور لتكوين المركب الايوني LiF:

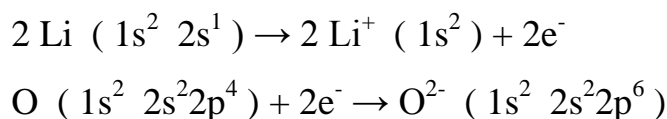


ان تكوين مركبات مثل هذه يتطلب ان يتساوى عدد الالكترونات المفقودة مع عدد الالكترونات المكتسبة. ففي حالة تفاعل الصوديوم مع الكلور او الليثيوم مع الفلور، فإنه يتطلب تفاعل ذرة واحدة من الصوديوم مع ذرة واحدة من الكلور والحالة نفسها بين الليثيوم والفلور.

اماعدن تفاعل الكالسيوم مع الكلور، فإن التفاعل اكثر تعقيدا، حيث تفقد كل ذرة كالسيوم الكترونين وتتحول بذلك الى كاتيون تنائي الشحنة الموجبة Ca^{+2} ، ولموازنة هذا الفقد في الالكترونات، فإن ذرتي كلور تأخذ كل منهما الكترونا واحدا متحولة بذلك الى انيون احادي الشحنة السالبة Cl^{-} .



ويتفاعل ايون الكالسيوم Ca^{+2} مع ايوني كلور Cl^{-} ويتكون المركب $CaCl_2$. وكذلك الحال بالنسبة لتكوين مركب مثل اوكسيد الليثيوم Li_2O .



ويتفاعل ايوني ليثيوم Li^{+} مع ايون O^{2-} فيتكون المركب Li_2O .

عند تفاعل اي ايون من الايونات السابقة مع الايون الاخر، فإن الالكترونات تفقد او تكتسب حتى الوصول الى ترتيب الغاز الخامل $ns^2 np^6$ عدا الهيليوم. بحيث تكون هنالك ثمانية الكترونات في الغلاف الخارجي، وهذا الترتيب الالكتروني هو الترتيب الاكثر استقرارا. ان ميل الالكترونات للوصول الى مثل هذا الترتيب يكون القاعدة المعروفة بقاعدة الثمانية Octet rule، والتي تنص على ان الذرة تميل الى ان تفقد او تكتسب الالكترونات حتى يصبح هنالك ثمانية الكترونات في غلاف التكافؤ. تنطبق هذه القاعدة بشكل جيد على عناصر المجموعة IA والمجموعة IIA وعلى اللافلزات ايضا. اما بالنسبة الى العناصر الاخرى مثل العناصر الانتقالية وغيرها، فلا تنطبق على ايوناتها قاعدة الثمانية، وهي تفقد الالكترونات من الغلاف الذي له اكر رقم n، ونصل الى ترتيب يطلق عليه الترتيب الكاذب للغاز الخامل. ان فقد الالكترونات يتوقف احيانا قبل الوصول الى الترتيب المشابه لترتيب الغاز الخامل، حيث انه من الصعب تكوين ايونات ذات شحنة اكر من +3. عموما فإن الاصرة الايونية تكون مفضلة بين العناصر الموجودة على يسار الجدول الدوري، حيث يكون لها طاقات تأين منخفضة، وبين العناصر الموجودة على يمين الجدول التي لها جذب الكتروني عالي.