التــركيــب الـــــــذري

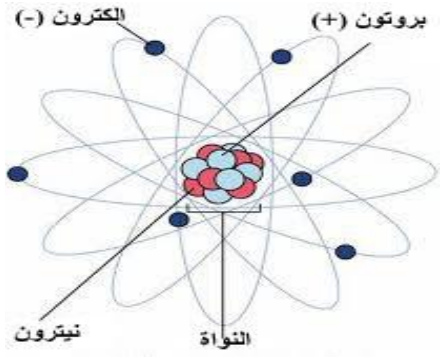
تحتوي كل ذرة على نواة مركزية ثقيلة موجبة الشحنة تشغل حيزا صغيرا من حجم الذرة الكلي ، ويمكن القول ان كل نواة (ما عدا ذرة الهيدروجين) تتكون من نوعين مختلفين من الجسيمات النووية هما البروتونات Protons و النيوترونات Neutrons (كتلة كل منهما $1.67264 * 10^{-27}$ و $1.67497 * 10^{-27}$ على التوالي) .

النواة Nucleus هي الجزء المركزي من الذرة الذي تتكثف فيه كتلة الذرة وتتكون معظم كتلتها من البروتونات موجبة الشحنة والنيوترونات المتعادلة الشحنة لتكون النواة بالمحصلة موجبة الشحنة، وشحنة البروتونات الموجبة عددياً تساوي شحنة الإلكترونات السالبة لذلك تكون الذرة متعادلة كهربياً.

الذرة Atom هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يتميز به عن بقية العناصر إذ كلما غصنا أكثر في المادة لنلاقي البنى الأصغر لن يعود هناك فرق بين عنصر وآخر. فمثلاً، لا فرق بين بروتون في ذرة حديد وبروتون آخر في ذرة يورانيوم مثلاً، أو ذرة أي عنصر آخر. الذرة، بما تحمله من خصائص عدد بروتوناتها ، كتلتها، توزيعها الإلكتروني... ، تصنع الفروقات بين العناصر المختلفة، وبين الصور المختلفة للعنصر نفسه (المسماة بالنظائر) وحتى بين كون هذا العنصر قادراً على خوض تفاعل كيميائي ما أم لا.

يرجع أصل كلمة الذَّرة إلى الكلمة اللاتينيّة أتوموس "atomus" والتي تعني غير قابل للانقسام؛ لأنّه كان يُعتقَد في ذلك الوقت أنّه لا يوجد ما هو أصغر من الذَّرّة، وأنّه لا يمكن للذَّرّة أن تنقسم

تقع الالكترونات Electrons التي تعد على شكل جسيمات كتلتها $9.109 * 10^{-31}$ ، على الاكثر في مناطق محددة من فضاء الذرة تسمى الاوربتالات الذرية اذ تحيط النواة و ترتبط بحالات طاقة معينة بالإلكترونات .



ولقد جاءت ادلة عديدة على وجود وطبيعة الالكترونات ومن ضمنها التجارب التي قام بها العالم ثومسون Thomson عام 1897 على اشعة القطب السالب (الكاثود) Cathode rays الناتجة في انابيب التفريغ الكهربائي تحت ضغوط واطئة ، فلقد وجد ان الغازات تظهر تحت هذه الضغوط توصيلا كهربائيا ملحوظا ويصبح الانبوب

ممتلئا بنوع من الاشعة يمكن ملاحظتها فقط عند اصطدامها بجدران انبوب فلوري Fluorescent . ولقد اظهرت دراسة هذه الاشعة انها تتميز بالخواص التالية : -

1. تنتقل الاشعة من القطب السالب Cathode نحو القطب الموجب Anode في خطوط مستقيمة .
2. تعاني انحرافا عند تسليط مجالين كهربائي و مغناطيسي عليها .
3. لهذه الاشعة كتلة محسوسة و شحنة سالبة .

واتضح ان هذه الاشعة عبارة عن سيل من الالكترونات و ان خواصها لا تعتمد على مادة الانبوب المفرغ .

بالانتقال من ذرة الى اخرى في الجدول الدوري فان الشحنة الموجبة على نوى الذرات تزداد بوحدة واحدة ، كذلك يزداد عدد الكترونات بالمثل . ويشير العدد الذري Z للعنصر الى رقم العنصر في الجدول الدوري فمثلا الهيدروجين Z=1 ، اليورانيوم Z=92 كذلك فهو يشير الى عدد الشحنات الموجبة على نواة الذرة ، والى عدد الالكترونات في الذرة في حالة التعادل .

ملاحظة: لو افترضنا أنّ نواة الذرّة اتّخذت حجم كرة القدم، فستكون الذرّة نفسها بقطر 30 كيلومتر.

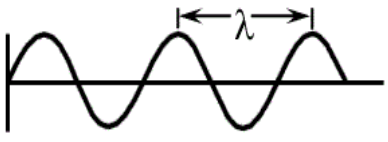
اكتشاف البروتون

عادة ما يُنسب إلى أرنست رذرفورد في اكتشاف البروتون، في عام 1919 اكتشف راذرفورد أنه عندما يتم إطلاق جزيئات ألفا ضد غاز النيتروجين، فإن كاشفات وميضات الخاصة بهم تظهر علامات نوى الهيدروجين. قرر رذرفورد أن المكان الوحيد الذي يمكن أن تأتي منه هذه النوى هو النيتروجين وبالتالي يجب أن يحتوي النيتروجين على نوى مماثلة للهيدروجين، لهذه الأسباب اقترح راذرفورد أن نواة الهيدروجين، والتي كان من المعروف آنذاك أن لها عددًا ذريًا واحدًا، يجب أن تكون جسيمًا أساسيًا، وقد اسماها بروتون وهو اسم أصله لاتيني نسبة إلى كلمة بروتوس يعني الأول.

م/ جسيم ألفا أو أشعة ألفا، على الرغم من تسميتها أشعة إلا أنها عبارة عن نواة ذرة الهليوم وتتكون من بروتونين ونيوترونين.

الاشعاع الكهرومغناطيسي

يختلف الاشعاع الكهرومغناطيسي عن الاشعة الجسيمية بكونه شكل من اشكال الطاقة ذو طبيعة موجية . ان هذه الطاقة تتكون نتيجة لوجود الشحنات الكهربائية و الاقطاب المغناطيسية مجتمعة بحيث يتولد مجالان متعامدان ، احدهما كهربائي و الاخر مغناطيسي . ان اي تغير يحصل في المجال الكهربائي سوف يحث المجال المغناطيسي على التغير ايضا و العكس صحيح .



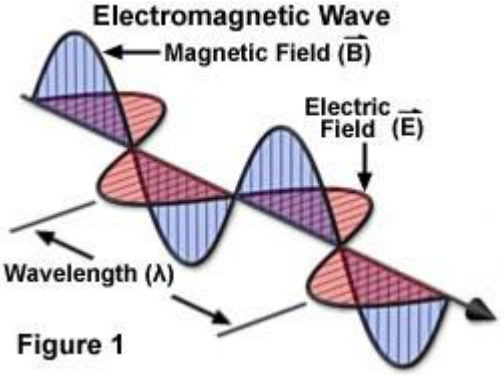


Figure 1

ينتقل الاشعاع الكهرومغناطيسي في الفراغ بسرعة هائلة دون الحاجة الى وسط مادي لانتقاله . و تعتمد حركته الموجية التي تتمثل بحركة اليد الى الاعلى والى الاسفل على ما يلي :-

1. **الطول الموجي Wave length**

و يرمز له عادة بالحرف الاغريقي λ (لامدا) وهو عبارة عن المسافة الطولية التي تصل بين قمتين متماثلتين لموجتين متعاقبتين .

ويقاس الطول الموجي عادة بوحدة الاطوال كالمتر والسنتمتر . ولغرض قياس الاطوال الموجية الصغيرة جدا يفضل استعمال وحدة الانكستروم Å او النانوميتر nm و ترتبط هذه الوحدات فيما بينها كالتالي :

1 سم = 10^{-2} * 1 متر

1 نانوميتر nm = 10^{-9} * 1 متر = 10^{-7} * 1 سم = 10 انكستروم

1 انكستروم = 10^{-10} * 1 متر = 10^{-8} * 1 سم

2. **التردد Frequency** : و يرمز له بالحرف و يعرف بانه عدد الذبذبات في الثانية الواحدة . و يعبر عن التردد بوحدات (الثانية $^{-1}$) (S^{-1}) وتعني ذبذبة/ ثانية ،او بوحدة الهرتز Hertz Hz .

3. **سرعة انتشار الموجة (C)** : وهذه تعتمد على الوسط الذي تنتقل فيه و ترتبط المقادير اعلاه بالعلاقة

$$c = \lambda \nu$$

و تساوي سرعة الضوء $C = 3 * 10^{10}$ cm/sec

مثال : المحطة الراديوية FM تبث برامجها بتردد $91.5 * 10^{6}$ ثانية $^{-1}$. ما الطول الموجي لهذه الموجة الراديوية بالمتر ؟

لما كانت الامواج الراديوية هي شكل من اشكال الاشعاع الكهرومغناطيسي لذلك فان

$C = 3 * 10^{8}$ m/sec

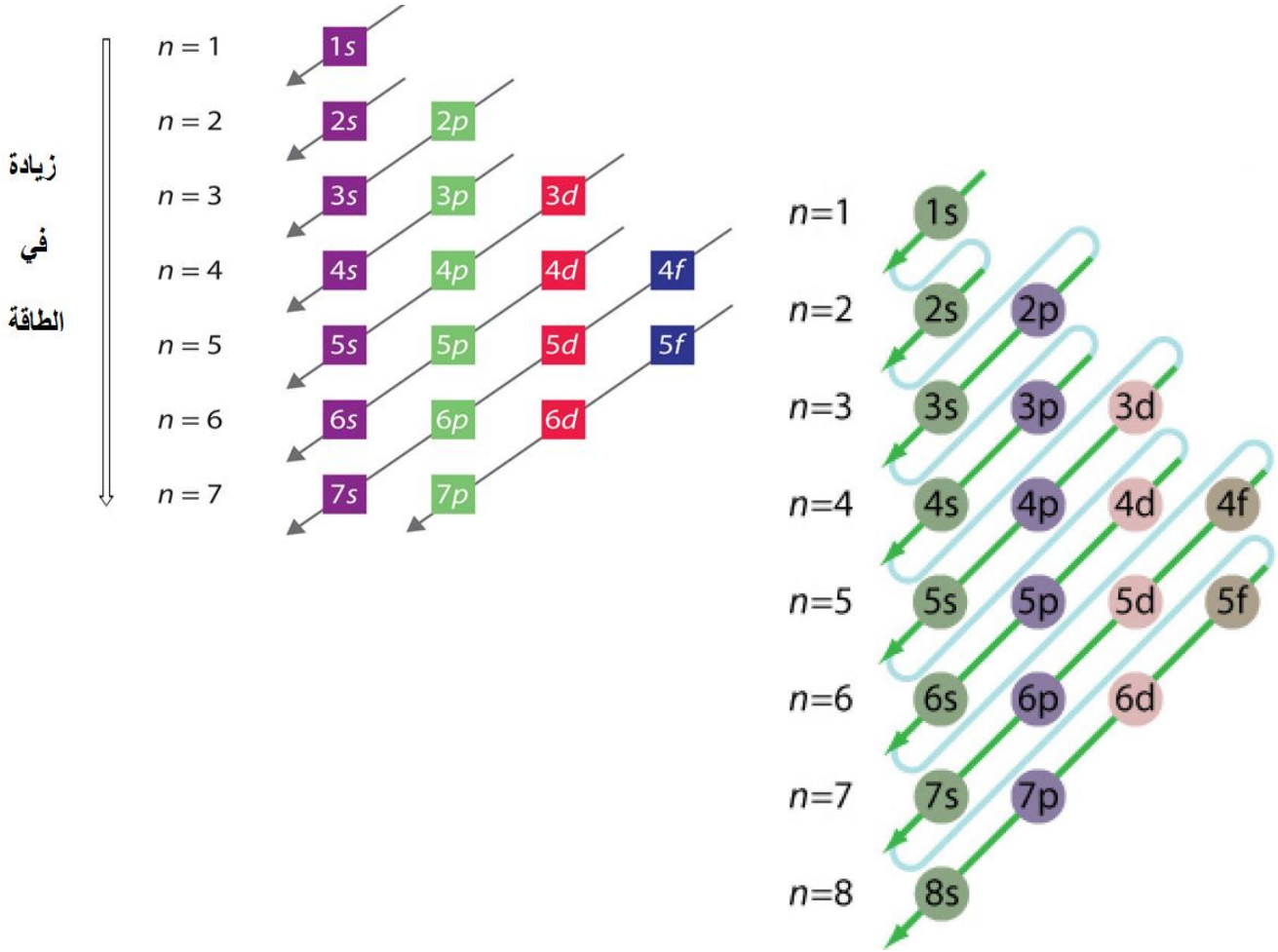
يمكننا استخدام المعادلة التالية

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

$$\lambda = \frac{3 * 10^{8} \text{ m/sec}}{91.5 * 10^{6} \text{ sec}^{-1}} = 3.28 \text{ m}$$

البنية الالكترونية (الترتيب الالكتروني او التوزيع الالكتروني)

ان ترتيب ملء المدارات المختلفة بالالكترونات في الذرة وهي في وضعها الاساسي يتم بحيث تكون الطاقة الكلية للذرة اصغر ما يمكن . لذلك فان الالكترونات تملأ الذرات بالتدريج بدأ من المدار ذو الطاقة الاصغر و يكون الترتيب للمدارات الفرعية المنتمية للطبقة الرئيسية نفسها كالتالي $s < p < d < f$ كما تتسلسل الطبقات الفرعية حسب الشكل التالي:



طاقات المستويات الفرعية

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p < 8s.$$

ترتيب الالكترونات في الذرات

ان التوزيع الالكتروني الحقيقي لذرة ما يتعين بعدد الكتروناتها وهو يستند الى قاعدة يمكن اعتبارها الحجر الاساس تقريبا لبناء التركيب الذري و طريقة توزيعهما وهما :

قاعدة هوند Hund principle

لقد وضع هوند عددا من القواعد تنص الاولى منها على ان الالكترونات تتوزع بأسلوب منفرد في الاوربتالات المتساوية الطاقة وحيث ان الالكترونات سالبة الشحنة فان لها ميلا طبيعيا لان تتنافر مع بعضها .

امثلة :

الترتيب الالكتروني للهيدروجين

الترتيب الذري للكربون

و عندما تثار ذرة الكربون بإعطائها مقدار من الطاقة فان التوزيع الإلكتروني يصبح على النحو التالي

لذلك يكون الكربون رباعي التكافؤ أي ان الذرة تصل الى الاستقرار الكيميائي عندما تشكل اربعة ازواج الكترونية مشتركة مع ذرات اخرى .

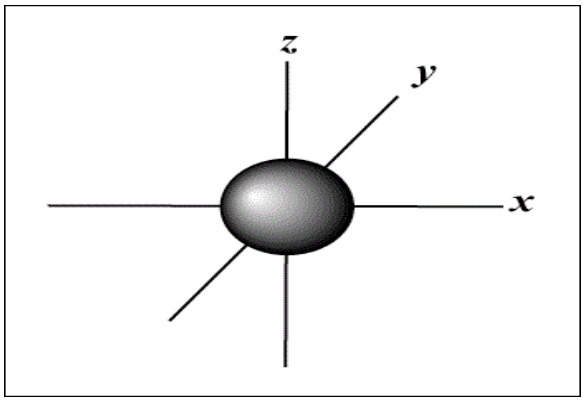
نلاحظ انه بعد الوصول إلى الترتيب الالكتروني في عنصر البوتاسيوم K نجد ان الالكترون الاخير يحتل المستوى الثانوي $4s$ و ليس احد اوربتالات $3d$ و كذلك الحال بالنسبة الى العنصر الذي يليه وهو الكالسيوم Ca . كذلك نلاحظ انه ابتداء من عنصر السكانديوم Sc تبدأ الالكترونات باحتلال المستوى الثانوي $3d$ الذي يصبح اقل طاقة من $4s$ حتى نصل الى الفناديوم V . حيث توجد ثلاث الكترونات في اوربتالات $3d$ و الكترونان في $4s$ فنتوقع في العنصر الذي يليه وهو الكروم ان يكون هنالك اربعة الكترونات في اوربتالات $3d$ و الكترونان في $4s$. و لكننا نجد ان هنالك خمسة الكترونات في $3d$ و الكترون واحد في $4s$ ، وبذلك اصبح اوربتال المستوى الثانوي $4s$ نصف مشبع و $3d$ نصف مشبعة ايضا . وقد لوحظ ان مستوى الطاقة يصبح اكثر استقرارا فيما اذا كان فارغا او نصف مشبع او مشبعا . لهذا فان البنية الالكترونية الاكثر استقرارا للنحاس هي $3d^{10}\ 4s^{1}$ و ليس $3d^{9}\ 4s^{2}$. و بذلك يصبح المستوى $4s$ نصف مشبع (وهو اكثر استقرارا) و يصبح المستوى الثانوي $3d$ مشبعا (وهو اكثر استقرارا ايضا) .

أشكال الاوربتالات الذرية *Shapes of Orbitals*

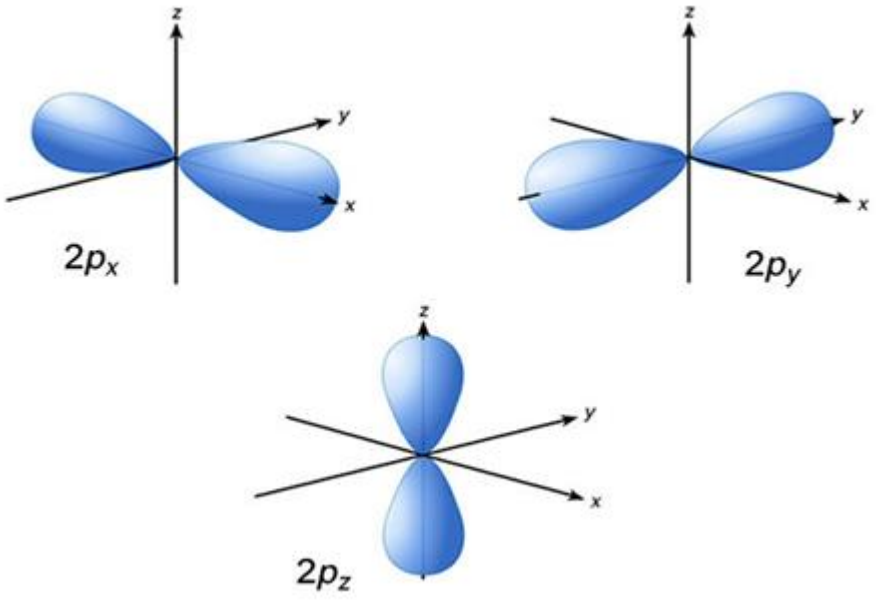
المدار الذري أو **الأوربيتال** :هو دالة رياضية تصف الطبيعة الموجية للإلكترونات وحركتها في الذرة .بواسطة هذه الدالة يمكن حساب المنطقة أو الحيز من الفراغ الذي يمكن أن يتواجد فيه الإلكترون حول ذرة مفردة (حرة) في مستوى

طاقة معينة . بشكل محدد ، اذن المدارات الذرية عبارة عن حالات طاقية كمية منفصلة ، لكل إلكترون على حدة في السحابة الإلكترونية حول ذرة مفردة (حرة) .

اوربتال S : يتخذ شكل هذا الاوربتال الشكل الكروي كما موضح بالشكل

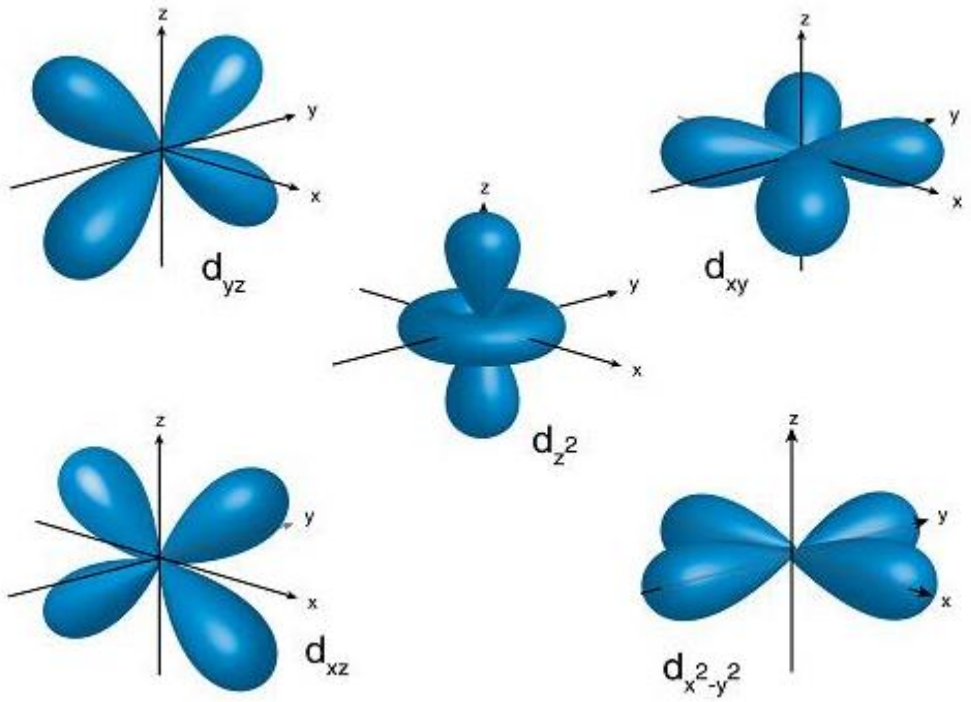


اوربتال P : الكثافة الالكترونية لاوربتالات p متشابهة تماما في كل مستوى كمي رئيسي واحد ، و تتخذ الكثافة الالكترونية لهذه الاوربتالات شكل ثنائي الفص متمركزة ويكون عددها 3 اوربتالات على ثلاث محاور عمودية x , y, z بحيث تقع النواة في نقطة التقاطع و تدعى هذه الاوربتالات p_x , p_y , p_z على التوالي كما في الاشكال التالية :



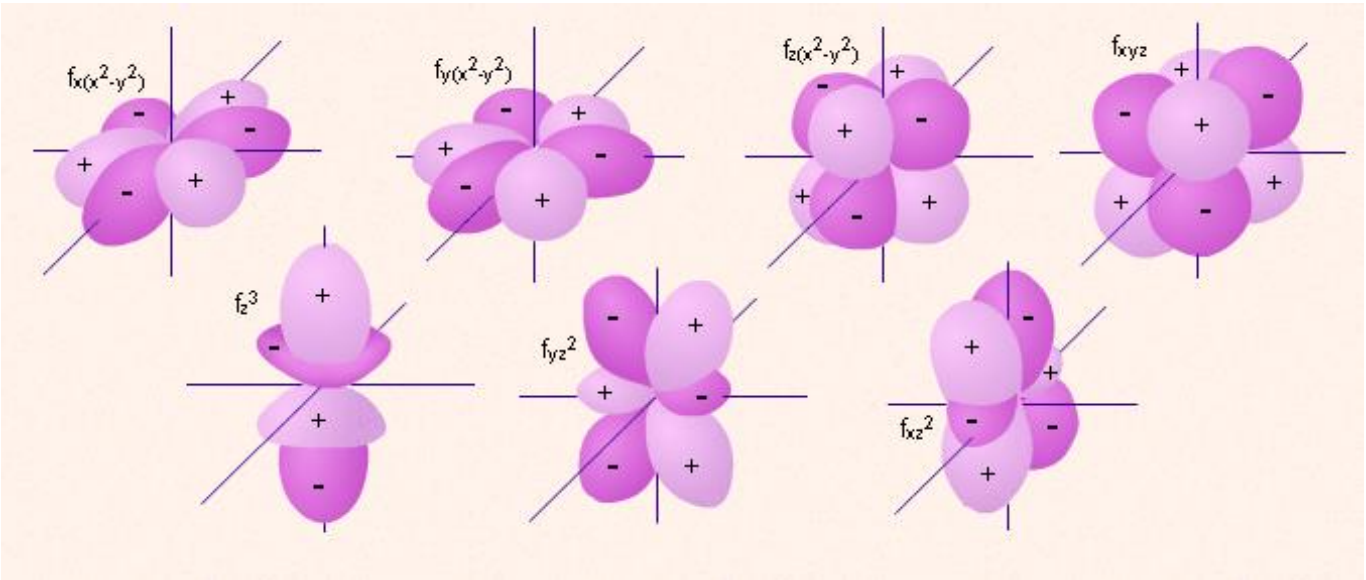
و تكون طاقة هذه الاوربتالات أعلى من طاقة اوربتالات S العائد لنفس عدد الكم الرئيسي .

اوربتال d : سيكون للغلاف الثانوي d خمسة اوربتالات بسبب وجود القيم الخمسة لأعداد الكم المغناطيسي وهذه الاوربتالات هي d_{z^2} , $d_{x^2-y^2}$, d_{yz} , d_{xz} , d_{xy} و تكون عادة اكثر تعقيدا من اوربتالات s , p . تقع اوربتالات d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} بين المحاور ، بينما تقع الاوربتالات d_{z^2} , $d_{x^2-y^2}$ على المحاور .



أوربيتالات *f*

يمتلك هذا النوع من الأوربيتالات طاقة أكبر من أوربيتالات d وهي مهم لتفسير سلوك العناصر التي تمتلك أعدادا ذري أكبر من 57 ، وهي سبعة أوربيتالات موضح أشكالها أدناه :



الروابط (الاواصر) الكيميائية Chemical bonds

الرابطة الكيميائية هي ظاهرة تواجد الذرات متماسكة معا في الجزيئة أو البلورة. جميع الروابط الكيميائية ترجع لتفاعل الإلكترونات الموجودة في المدار الذري (الاوربيتال الذري Atomic Orbital) للذرات مع بعضها لتكوين مدار (اوربيتال) جزيئي Molecular Orbital بين ذرتين أو أكثر فتتماسك الجزيئة.

تفاعلات الإلكترونات تنشأ من القوة الكهرومغناطيسية حيث تتأثر الإلكترونات (سالبة الشحنة) مع نواة الذرة (موجبة الشحنة) وكذلك تتأثر فيما بينها ، فتنشأ الروابط بين الذرات. وتكوّن الذرات رابطة في حالة أن تكون طاقتها بعد الارتباط أقل من طاقتها قبل الارتباط . وهنا لا بد من التمييز بين الترابط الكيميائي و قوى التجاذب بين الجزيئات او الذرات غير المرتبطة بالرابطة الكيميائية . ففي حين تتميز الرابطة بقوة الروابط العالية فان قوى الجذب بين الجزيئات غير المرتبطة اضعف بكثير من قوة الرابطة الكيميائية .

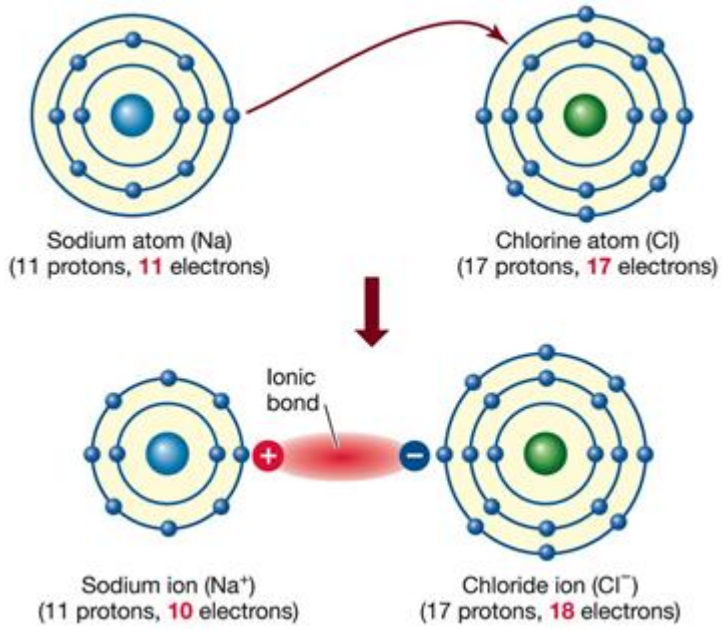
أنواع الروابط الكيميائية

وهناك اربعة أنواع مختلفة من الترابط الكيميائي تستخدم لتصنيف أنواع التفاعلات الذرية وهي :

أولا : الرابطة الأيونية Ionic bond

الرابطة الأيونية هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتان تختلفان في المقدرة على كسب أو فقد الإلكترونات وتكون بين أيوني هاتين الذرتين الموجب والآخر السالب الشحنة فتنشأ قوة جذب كهربائي بينهما.

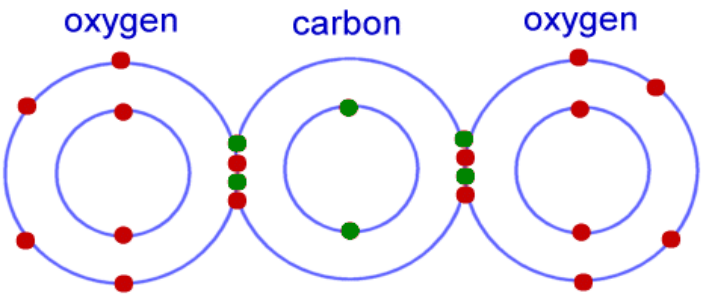
تختلف نسبة الالكترونات المفقودة والمكتسبة فمثلا تحتاج ذرة الكلور لأيون من الصوديوم لأن المدار الذري الأخير للكلور يحتاج لإلكترون ليصل لحالة الاستقرار أي ثمانية إلكترونات في الغلاف الأخير . أي أنها: رابطه تنشأ نتيجة قوي تجاذب كهربائي بين الايون السالب و الايون الموجب .



NaCl كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)

ثانياً : الرابطة التساهمية Covalent Bond

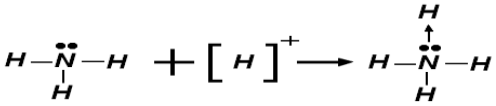
هي أحد أشكال الترابط الكيميائي وتتميز بمساهمة زوج أو أكثر من الإلكترونات بين الذرات ، مما ينتج عنه تجاذب جانبي يعمل على تماسك الجزيء الناتج . تميل الذرات للمساهمة أو المشاركة بإلكتروناتها بالطريقة التي تجعل غلافها الإلكتروني ممتلئ . تحدث الرابطة التساهمية غالبا بين الذرات التي لها سالبية كهربية متماثلة ، الرابطة التساهمية غالبا ما تحدث بين اللافلزات، حيث تكون الرابطة الأيونية أكثر شيوعا بين الذرات الفلزية و الذرات اللافلزية اي أنها : رابطه تنشأ بين اللافلزات وبعضها عن طريق مشاركة كل ذرة بعدد من الالكترونات مساوي للعدد الذي يكمل المستوي الخارجي لها.



ثنائي اوكسيد الكربون CO_2

ثالثا : الرابطة التساهمية التناسقية Co-ordinate bond

هي نوع من أنواع الروابط التساهمية تتكون نتيجة مساهمة ذرة مع الأخرى بزوج من الإلكترونات غير المشتركة في اصرة (الكترونات لا تاصرية). تسمى الذرة التي تقدم زوجا من الالكترونات بالذرة المانحة ، والذرة الأخرى تسمى بالذرة المستقبلة والتي تقدم اوربتالا فارغاً. ومثال عليها الرابطة في ايون الامونيوم و يرمز الى هذه الرابطة للتمييز بسهم بدلا من خط من الذرة المانحة الى الذرة المستقبلة . و تسمى جميع المركبات الحاوية على اصرة تناسقية بالمركبات التناسقية .

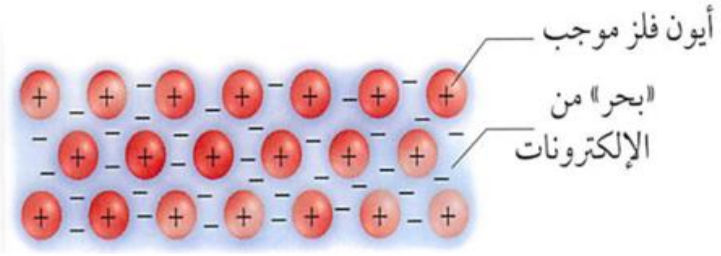


الامونيوم NH_4^+

رابعا : الرابطة المعدنية (الفلزية) Metallic Bond

تتشكل هذه الرابطة بين ذرتين معدنيتين او اكثر و يتكون خلال ذلك زوج الكتروني مشترك غير ثابت ، يتكون انيا بين الذرتين ، ان تداخل الاغلفة الخارجية بهذا الشكل يمكن الالكترونات من الانتقال الى اي ذرة قريبة غير مستقرة و تبدو المادة وقتها كأنها مجموعة من الايونات الموجبة الثابتة في مواقعها تدور الالكترونات حولها حرة طليقة في جميع الاتجاهات و تتحرك هذه الالكترونات ضمن حدود المادة و كأنها جزيئات غاز في اناء محصور .

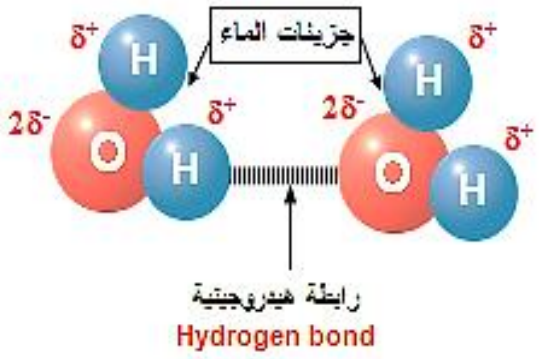
ترجع الكثير من خصائص الفلزات الطبيعية إلى طبيعة هذه الرابطة ، فالتوصيل الكهربائي والتوصيل الحراري للفلزات سببه هو حركة الالكترونات الحرة بين الذرات.



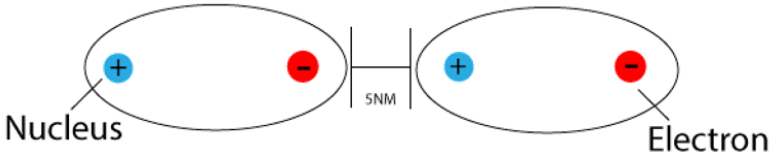
خامسا : الروابط الطبيعية

تنشأ بين الجزيئات نفسها لذلك تسمى قوى التجاذب بين الجزيئات وهذه القوى اضعف من الروابط الكيميائية وتضم الروابط الطبيعية الأنواع التالية :

1- الرابطة الهيدروجينية : تتكون عند اتحاد الهيدروجين مع عناصر ذات كهروسالبية عالية مثل الهالوجينات والأوكسجين ، وهذه العناصر ذات قطبية عالية نظراً للفارق الكبير في الكهروسالبية مما يؤدي إلى ظهور شحنة جزئية موجبة على ذرة الهيدروجين مكوناً قطباً موجباً وشحنة جزئية سالبة على ذرة العنصر الآخر وبسبب وجود هذه القطبية العالية فإن أحد طرفي الجزيئة المستقطبة سوف تتجاذب مع طرف جزيئة مجاورة يحمل شحنة جزئية مغايرة، وهكذا فإن أطراف الجزيئات التي تحمل شحنة سالبة سوف تتجاذب مع أطراف جزيئات تحمل شحنة جزئية موجبة والعكس صحيح ويرمز لها عادة بخط منقط (- - - -) .



2- قوى فاندرفالز Van der Waals forces : ترتبط جزيئات المركبات التساهمية غير القطبية بعضها ببعض بروابط فيزيائية ضعيفة جداً ناتجة من تجاذب أنوية الذرات في جزيء معين مع الكترونات التكافؤ في جزيء مجاور ، يطلق على هذه القوى روابط فاندرفالز . ومثال ذلك ترتبط جزيئات الهالوجينات في حالتها العنصرية بروابط فاندرفالز .

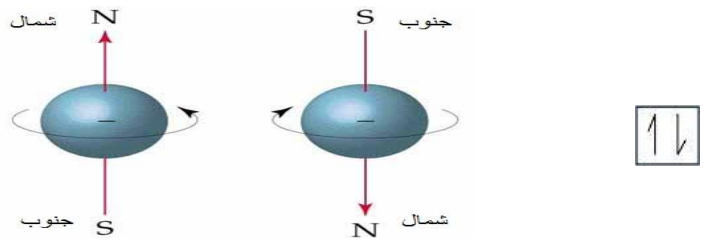


قوى فاندرفالز

** **الكهروسالبية أو السالبية الكهربائية Electronegativity** : هي مقياس لمقدرة الذرة في الجزيئة التساهمية على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية نحوها.

بـرم الالكتـرونات Electron Spin

يؤثر المجال المغناطيسي الخارجي على حركة الالكترون في اوربتاله بما يؤدي لحركة برمية حول محوره باتجاهين مختلفين .



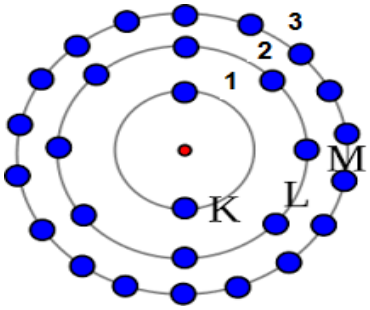
ان ظاهرة البرم الالكتروني هذه استخـدمت كتفسير جيد لوجــود بعض خطوط الطيف المزدوجة في اطيــاف الفلــزات القــلوية . و يتطلب هذا استخــدام عدد كم رابع اطلـق عليه عدد كـم البـرم spin quantum number و اعطي الرمز ($\mathbf{m_s}$) ويمكن وصف برم الالكترون بالاستناد الى القيم التي يأخذها عدد كم البرم m_s وهذه القيم هي + 1/2 او – 1/2 .

وهكذا يلاحظ الان ضرورة استخدام اربعة اعداد كم لوصف طاقة الالكترون و قد حددت معادلة شرودنكر القيم التي تأخذها اعداد الكم الاربعة هذه وهي :

1. عدد الكم الرئيسي Principle quantum number (n)

وهو يحدد الطاقة الكلية للغلاف الرئيسي الذي يدور فيه الالكترون وبعد هذا الغلاف عن النواة ويتخذ الاعداد الصحيحة (1,2,3....) وبذلك فان الغلاف الرئيسي الداخلي القريب من النواة في اي ذرة يمتلك عدد كم رئيسي مساويا الى 1 . والذي يليه يمتلك عدد كم رئيسي مساويا الى 2 و هكذا .

ان عدد الالكترونات التي تمتلك نفس عدد الكم الرئيسي في الذرة يكون محدد و يتمثل بقيمة المقدار ($2n^2$) حيث ان n هو عدد الكم الرئيسي و بذلك يكون :



عدد الكم الرئيسي (n)	**1**	**2**	**3**	**4**
العدد الأقصى للالكترونات	**2**	**8**	**18**	**32**

لذلك فان n تشير الى رقم الغلاف الرئيسي .

2. عدد الكم الثانوي (ι) Secondary quantum number

وهو يحدد شكل الاغلفة الثانوية المتواجدة ضمن الغلاف الرئيسي الواحد ولهذا سمي هذا العدد ايضا بعدد الكم الشكلي للغلاف الثانوي ويتخذ القيم : **ι = 0 ,1 ,2 , 3,..... , to (n-1)**

لكل قيمة من n **s , p , d , f**

عندما n = 1 يعني ذلك ان ι = 0 اي ان الغلاف هو s.

عندما n = 2 يعني ذلك ان ι = 1 اي (ι= 0 او ι= 1) و الغلاف هو s او p.

عندما n = 3 يعني ذلك ان ι = 2 اي (ι= 0 او ι= 1 او ι= 2) و الغلاف هو s او p او d .

3. عدد الكم المغناطيسي ($m_ι$) Magntic quantum number

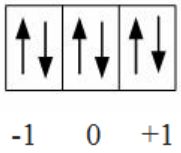
وهو يحدد اتجاه الاوربتال نحو المجال المغناطيسي الخارجي ويعتمد في قيمته على عدد الكم الثانوي ι فيتخذ القيم

(+ ι) , ….., 2 , 1 , 0 , -1 , -2 , (- ι)

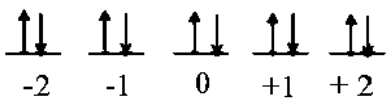
اذا كانت (ι = 0) ، الغلاف الثانوي S ، يكون لـ $m_ι$ القيمة (0)

S

واذا كانت قيمة (ι = 1) ، الغلاف الثانوي P ، يكون لـ $m_ι$ القيم (1 - , 0 , +1)

P 

اما اذا كانت قيمة (ι = 2) ، الغلاف الثانوي d ، يكون لـ $m_ι$ القيم (2 ,1- , 0 , 1+, 2+)

d 

و بذلك فان خمسة اتجاهات للغلاف الثانوي d نحو المجال المغناطيسي الخارجي اما اقل الاوربتالات طاقة بين هذه الاوربتالات الخمسة هي الذي يكون باتجاه المجال المغناطيسي الخارجي (mι = +2) و اكثرهم طاقة هو (mι= -2) .

4. عدد كم البرم (المغزلي) Spin quantum number (m_s)

وهو يحدد اتجاه دوران الالكترون حول نفسه وهي اما ان تكون باتجاه عقارب الساعة او بعكسها، وبما ان حركة الالكترون محصورة في اتجاهين فقط فان هنالك قيمتين لعدد كم البرم وهما 1/2 + او 1/2 – .

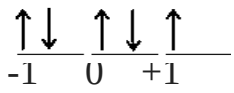
امثلة :1- ماهي اعداد الكم الاربعة للإلكترون الاخير لكلا مما يأتي :

1- الكلور Cl

العدد الذري = 17

$1s^2$ $2s^2\ 2p^6$ $3s^2\ 3p^5$

n = 3
l = 1
$m_l = 0$
$m_s = -½$



2- النيوبيوم Niobium Nb
العدد الذري = 42

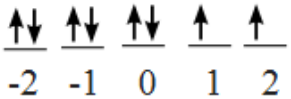
$[Kr]^{36}\ 5s^2\ 4d^4$
n = 4
l= 2
$m_l = 1$
$m_s = +½$

---

2 – من خلال اعداد الكم الاربعة التالية للإلكترون الاخير، حدد نوع العنصر او على الاقل العدد الذري.

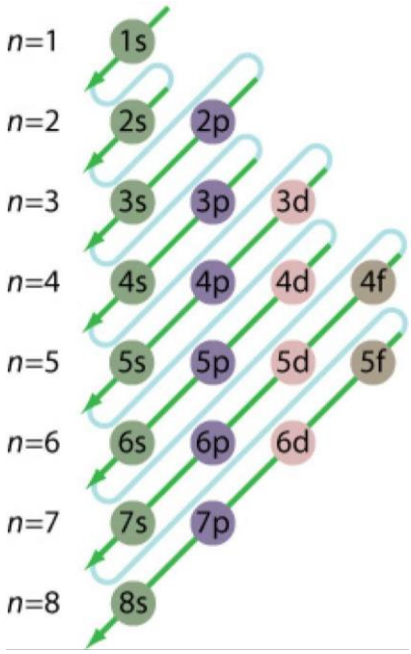
1 - (n = 3 , l = 2 , $m_l = 0$, $m_s = -½$) .

$_{28}Ni = 3d^8$



2- (n = 4, l = 0 , $m_l = 0$, $m_s = -½$) .

$_{20}Ca = 4s^2$



النشاط الإشعاعي و الكيمياء النووية

للكيمياء النووية و النشاط الإشعاعي في حياتنا المعاصرة دور كبير يمثل في إنتاج الطاقة الكهربائية من محطات التوليد النووية ، ومن الأسلحة النووية ، وفي مجال الزراعة، كما تستعمل المواد المشعة في الطب لمراقبة الغدد و أعضاء أخرى متعددة في جسم الإنسان ، وتستعمل كذلك لكشف الأورام الخبيثة و للقضاء على الأورام السرطانية.

إشعاعات العناصر المشعة :

تعتبر العناصر المشعة غير مستقرة ، بسبب زيادة عدد النيوترونات والبروتونات في نواتها، لذلك تُعتبر أنوية العناصر المشعة أنوية غير مستقرة، وتُقسم مكوناتها إلى اجزاء حتى تصبح نواة مستقرة، وهذا الانقسام يُصاحبه انبعاثٌ أربعة أنواع من الجسيمات او الاشعاع وهي: دقائق إلفا (α) و دقائق (β) و أشعة (γ) بالإضافة إلى البوزيترونات $_1P^0$.

يتفكك كثير من النظائر المشعة الثقيلة مطلقا دقائق (α) Alpha particles ، بينما تتفكك معظم النظائر المشعة الخفيفة مطلقـــة دقائق (β) Beta particles أو بوزيترونات ($_1P^0$) Positrons ، وإما الإشعاع (γ) Gamma ray فيمكن إن يتبع أيا من أنواع التفكك السابقة .

1. **دقائق ألفا (α) :** تتكون دقيقة ألفا من نواة ذرة الهيليوم $_2He^4$ ، التي تحتوي على بروتونين و نيترونين و شحنتها تســاوي 2+ وتبلغ سرعة هذه الدقائق حين انطلاقها من الكتلة المشعة 1/10 سرعة الضوء (تقريبا 300 الف كم/ثانية) ولكن لكبر حجمها النسبي و شحنتها الموجبة ما يجعل قوة اختراقها غير عالية ولا تستطيع ان تخترق الجزيئات الأولى الموجودة في جلد الإنسان او صفحة في كتاب . و نظرا لان قوة الاختراق لهذه الأشعة غير عالية فهي غير مؤذية للإنسان إلا إذا كان مصدر دقائق ألفا موجودا داخل جسمه .

2. **دقائق بيتا (β) :** يمكن للنواة إذا كانت تحتوي عددا كبيرا من النيترونات بحيث يجعل ثباتها صعبا ، ان يتحول احد هذه النيترونات إلى بروتون بإصدار إلكترونا :

$$_0n^1 \rightarrow {}_1p^1 + {}_{-1}e^0$$

و يطلق على هذه الالكترونات اسم دقائق (β) ، ولهذه الدقائق سرعة عالية تزيد على 160000 كم/ثانية ، و نتيجة لسرعتها العالية و حجمها الصغير فان لدقائق (β) قوة اختراق اعلى من قوة اختراق دقائق الفا . فهي تستطيع ان تخترق جسم الانسان الى مسافة صغيرة فتسبب الحروق . تنحرف هذه الدقائق (β) اذا وضعت في حقل مغناطيسي نحو القطب الموجب بعكس دقائق الفا التي تنحرف نحو القطب السالب .

3. **اشعة غاما (γ) :** هي موجة كهرومغناطيسية تنتج من العناصر المشعة مثل اليورانيوم وباقي النظائر المشعة ، سرعتها مساوية لسرعة الضوء ، فهي لذلك ذات قوة اختراق عالية . ونظرا لان اشعة غاما (γ) لا تملك شحنة و لا كتلة فان انطلاقها من النواة لا يغير العدد الذري للذرة . لا تنحرف هذه الاشعاعات بفعل حقل مغناطيسي او كهربائي .

وأشعة غاما ذات تأثير ضار جداً على الخلايا الحية، ولولا وجود الغلاف الجوي حول الأرض الذي يمتص ويشتت هذه الأشعة ذات التردد الموجي العالي والطاقة الكبيرة، لأنعدمت الحياة على سطح الأرض. لأن أشعة غاما لها قدرة فائقة على النفاذ واختراق الأجسام. وترجع قدرتها على تدمير الخلايا الحية أنها أشعة مؤينة، أي أنها تسبب التأين في المادة، وتأين المادة الحية يعني إضرار قد يؤدي إلى موت الخلية.

4. **البوزيترونات** : يسمى الجسيم المُضاد للإلكترون أو نقيض الإلكترون وينتج من النظائر المشعة المصنعة وهو يتطابق مع الإلكترون في الصفات والخصائص الفيزيائية كافةً عدا الشحنة الكهربائية ، إذ يحمل البوزيترون شحنة كهربائية موجبة. في العنصر المشع اذا كان عدد البروتونات و النيترونات كافيا بحيث يجعل النواة ثابتة فلا يحصل فيها اي نشاط اشعاعي واما اذا كان في النواة عدد كبير من البروتونات بحيث يجعل ثباتها صعبا فيمكن ان يتحول احد البروتونات الى نيترون و يصدر البوزيترون من النواة .

$$_1H^1 \rightarrow {}_0n^1 + {}_1P^o$$

النظائر Isotopes هي ذرات لنفس العنصر الكيميائي لها نفس العدد الذري، ولكنها تختلف في الكتلة الذرية بسبب اختلاف عدد النيوترونات. ولا تختلف الخواص الكيميائية للذرة ونظيرها، ذلك لأن الخواص الكيميائية للذرة تعتمد على عدد البروتونات في النواة وبالتالي على عدد الإلكترونات التي تدور في الغلاف النووي وتوزيعها. جميع نظائر العناصر التي تأتي بعد البزموث، والتي يكون عددها الذري **83** في الجدول الدوري، تُعتبر عناصر طبيعيّة مشعّة من تلقاء نفسها.

الاستخدامات الطبية للنظائر المشعة

تستخدم النظائر المشعة في الطب لأغراض **التشخيص** و **العلاج** فأعراض التشخيص الطبي تعطي للمريض كمية صغيرة من مركب يحتوي على نظير مشع وبما ان لهذه المركبات التي تحتوي على النظائر المشعة الخواص الكيميائية نفسها التي نعرفها للمركبات التي لا تحتوي على النظائر المشعة ، فأنها تتجمع في الاماكن نفسها التي تتجمع فيها المركبات غير المشعة ، وبذلك تمكن الاطباء المختصين من الكشف على اماكـن تجمعها . و للنظائر او المركبات المحتوية على نظائر المشعة المطلقة لاشعة غاما (γ) قيمة في الطب النووي (في علاج السرطان من خلال قتل الخلايا السرطانية) اكثر من تلك المطلقة لدقائق (α) و (β) ، وذلك لسهولة الكشف عن اشعة غاما بعكس (α) و (β) لان ليس لها القدرة على اختراق انسجة الجسم من الداخل الى الخارج . و تستعمل نظائر ذات اعمار قصيرة حتى تضمن عدم تعرض المريض لقدر كبير من الاشعاع . و من اهم النظائر المستعملة في الطب النووي ما يلي :

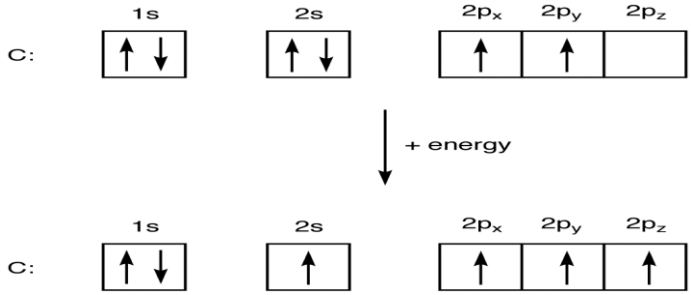
1. **اليود المشع I^{131}** :يطلق هذا النظير اشعة غاما و دقائق بيتا ، وله نصف عمر يساوي ثمانية ايام ، وهو يعطى عن طريق الفم على شكل محلول يوديد الصوديوم وذلك لفحص نشاط الكبد و الكلية و الغدة الدرقية . حيث ان ايون اليوديد يتركز في الغدة الدرقية مما يفيد في الكشف عن مشاكل هذه الغدة . الغدة الدرقية ذات النشاط الطبيعي تخزن 12 % من اليود I^{131} في خلال ساعات . فاذا كان التجمع اكثر من 12 % فان التشخيص يدل على الحالة الاولى و يساعد على علاجها اعطاء جرعات كبيرة من I^{131} لأتلاف بعض خلايا الغدة الدرقية . ويمكن الكشف عن نشاط الكبد وذلك باستخدام مركب خاص وهو احد الاصبغة . لذا يمكن دراسة نشاط الكبد بتتبع افراز المركب و ذلك بالكشف عن اليود I^{131} المشع .
2. **الكوبلت Co^{60}** : نصف العمر له 5.3 سنة و يطلق اشعة غاما و دقائق بيتا ، ويستعمل في جهاز قنبلة الكوبلت التي تطلق اشعة غاما لمعالجة الاورام السرطانية و القضاء عليها . ويمكن التخلص من دقائق بيتا بواسطة لوحة رقيقة من الالمنيوم توضع امام المصدر حيث يسمح بمرور اشعة غاما بينما تمتص دقائق بيتا .
3. **الفسفور P^{32} :** هو نظير مطلق لدقائق بيتا وله نصف عمر يساوي 14.3 يوما و يستخدم على شكل ملح فوسفاتي حين معالجة اللوكيميا و سرطان النخاع العظمي حيث ان املاح الفوسفات تتركز في العظام التي يدخل في تركيبها الفوسفور .

التهجين Hybridization و الشكل الفراغي

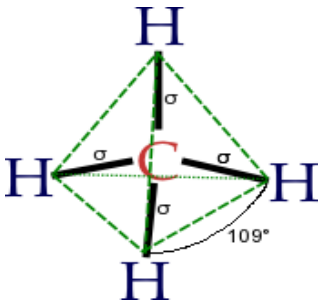
هنالك نظريات تفسر الروابط في مركبات العناصر الانتقالية Transition metal ومنها نظرية اصرة التكافؤ Valence Bond Theory (VBT) تنص هذه النظرية أنه عند أتحاد ذرتين لتكوين رابطة تساهمية فإنها تتكون عن طريق تداخل احد المدارات (الاوربيتالات) فى الذرة الاولى مع مدار آخر من الذرة الاخرى. ويتم ذلك عن طريق عملية التهجين ، وبالتالي فإن المقصود بعملية **التهجين** هو عملية الخلط بين مدارين لتكوين مدار مهجن.

انواع التهجين :

1- التهجين من النوع (sp^3) : في ذرة الكربون مثلاً يتم دمج مجال واحد من نوع S مع ثلاث مجالات من نوع P في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني ليتكون أربع مجالات مهجنة جديدة من نوع. SP^3 ، كما في المثال التالي :



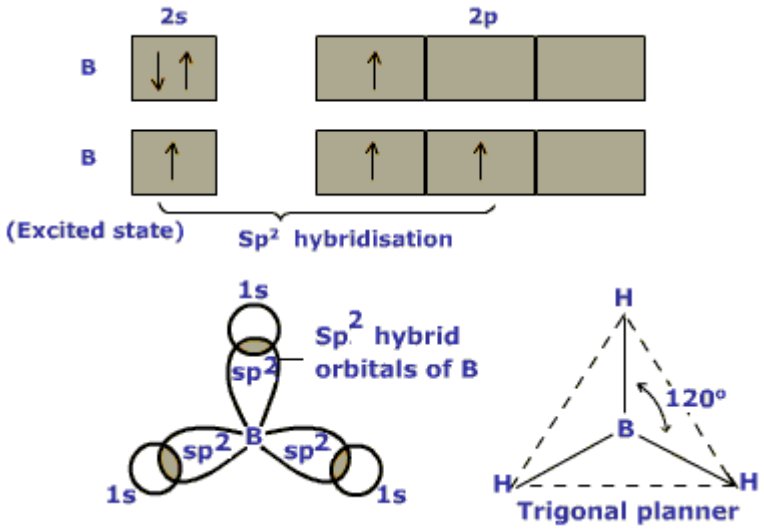
نلاحظ أنه تحدث إثارة لذرة الكاربون فينتقل الكترون من المستوى الفرعي 2S إلى المستوى الفرعي $2P_Z$ وبذلك تصبح لدينا أربعة الكترونات منفردة في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني، واحد في S وثلاثة في P . ينشأ جزيء الميثان من تداخل الاوربيتالات الأربعة المهجنة SP^3 لذرة الكربون مع أفلاك S لأربع ذرات هيدروجين وينشأ عن هذا التداخل المباشر رابطة تساهمية من نوع سيكما Sigma bond وهي روابط قوية، وبذلك يكون مجموع الروابط سيكما في جزيئة الميثان أربعة كما في الشكل التالي :



هذه الاوربيتالات الأربعة المهجنة SP^3 تكون متماثلة في الاتجاهات الفراغية إذ أنها كلها متجهة بشكل **هرم رباعي الأوجه المنتظم** tetrahedral تفصلها زاوية مقدارها 109.5 درجة وذلك لتقليل طاقة التنافر بينها إلى أقل حد ممكن .

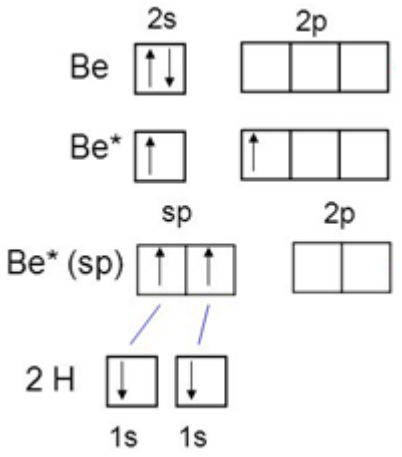
2- التهجين من النوع (sp^2) : و يحدث في ذرة البورون ، يمتلك البورون اربع مدارات في مستوى التكافؤ غير انه يمتلك ثلاث الكترونات في مستوى التكافؤ ، ولهذا فان التهجين المناسب لمركبات البورون يشمل اتحاد مدار S

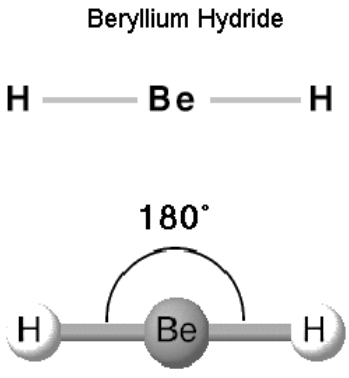
و مدارين P ليعطي ثلاث مدارات مهجنة من النوع SP^2 و يبقى مدار واحد من P غير مهجن ، كما في الشكل التالي الذي يمثل جزئية BH_3 :



هذه الأفلاك (الاوربيتالات) الثلاثة المهجنة SP^2 تكون متماثلة في الاتجاهات الفراغية إذ أنها كلها متجهة بشكل **مثلث مستوي Trigonal planner** تفصلها زاوية مقدارها 120 درجة وذلك لتقليل طاقة التنافر بينها إلى أقل حد ممكن .

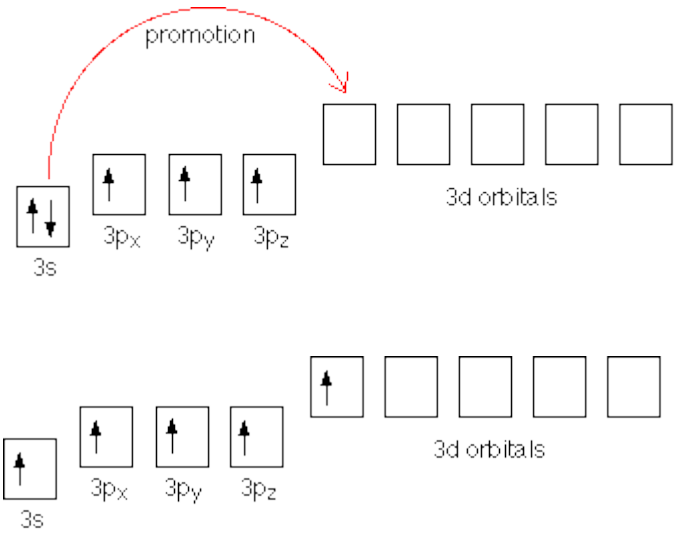
3- التهجين من النوع (sp) : البريليوم يمتلك اربع مدارات في مستوى التكافؤ بينما يتملك الكترونين فقط ، ولهذا فان التهجين الامثل في لمركبات البريليوم الغازية يشمل مدار S و مدار P ليعطي مدارين مهجنين من النوع SP ، ويبقى اثنان من مدارات P دون تهجين كما في الشكل التالي الذي يمثل BeH_2 :

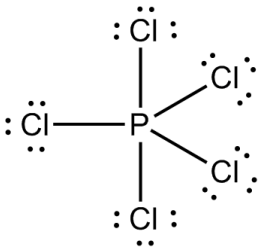




ان الفلكين المهجنين من نوع SP تكون متماثلة في الاتجاهات الفراغية إذ أنها متجهة بشكل **خطي linear** تفصلها زاوية مقدارها 180 درجة وذلك لتقليل طاقة التنافر بينها.

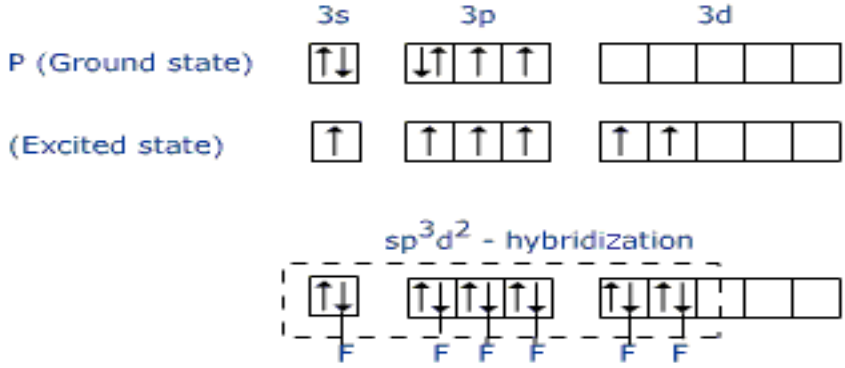
4- التهجين من نوع sp^3d : مثال على هذا النوع من التهجين ما يحدث في ذرة الفسفور حيث يحدث في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث ، عندما تحدث إثارة لذرة الفسفور ينتقل الكترون من فلك المستوى الفرعي 3s إلى فلك في المستوى الفرعي 3d

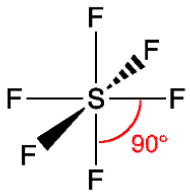




يتم التهجين بمدار من s وثلاثة مدارات من p و واحد من مدارات d لتعطي خمسة مدارات مهجنة من النوع sp^3d و بشكل **ثنائي الهرم المثلثي Trigonal bipyramidal** .

5- التهجين من نوع sp^3d^2 : مثال على هذا التهجين ما يحدث عند ارتباط ذرة الكبريت S بذرات أخرى مثل الفلور F كما في مركب SF_6 ، عندما تحدث إثارة لذرة الكبريت ينتقل الكترون من فلك المستوى الفرعي 3s إلى فلك في المستوى الفرعي 3d وينتقل الكترون آخر من المستوى الفرعي 3p إلى فلك آخر في المستوى الفرعي 3d .





ان الترابط في (SF_6) يحتاج لستة مدارات نصف معبأة على ذرة الكبريت حيث يتم التهجين بين مدار (s) وثلاث مدارات من (p) و مدارين من (d) ليعطي ستة مدارات مهجنة من النوع (sp^3d^2) وتكوّن هذه الأفلاك الستة المهجنة شكلا هرميا **ثماني الأوجه Octahedron** .

الزمرة الاولى (الفلزات القلوية) (القلويات)

سميت هذه الزمرة بالقلويات لان فلزاتها تذوب مكونة الهيدروكسيدات (مثل NaOH) والاوكسيدات القاعدية (مثل Na_2O). تتشابه عناصر هذه الزمرة في خواصها الكيميائية بسبب تشابها في الترتيب الالكتروني.

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التاكسدية
Lithium (Li) ليثيوم	$[He]^2\ 2S^1$	+ 1
Sodium (Na) صوديوم	$[Ne]^{10}\ 3S^1$	+ 1
Potassium (K) بوتاسيوم	$[Ar]^{18}\ 4S^1$	+ 1
Rubidium (Rb) روبيديوم	$[Kr]^{36}\ 5S^1$	+ 1
Cesium (Cs) سيزيوم	$[Xe]^{54}\ 6S^1$	+ 1
Francium (Fr) فرانسيوم	$[Kr]^{86}\ 7S^1$	+ 1

تواجد عناصر زمرة القلويات

يتوفر كل من Na و K بشكل جيد في مياه البحار و خصوصا Na فهو المصدر الرئيسي لملح NaCl في مياه البحار .

يتواجد Na بنسبة عالية في القشرة الارضية تصل الى 2.83 % بينما K 2.53 % اما بقية العناصر فيكون تواجدهم قليل نسبيا و التي تكون متواجدة في عديد من خامات السيليكا .
يحضر Fr طبيعيا بكميات ضئيلة نتيجة التحلل الاشعاعي لبعض العناصر المشعة .

صفات عناصر زمرة القلويات

1- تكون فلزاتها ذات لون ابيض ما عدا Cs يكون ذا لون اصفر ذهبي .
2- جميع فلزاتها لينة ما عدا Li يكون اقل ليونة .
3- تزداد فعالية هذه العناصر كلما نزلنا الى اسفل هذه الزمرة بحيث يتفاعل Li بسرعة مع الماء و بشدة مع Na و يكون تفاعلها قوي جدا مع الماء لبقية الفلزات محررة غاز الهيدروجين .

$$M + H_2O \longrightarrow MOH + 1/2\ H_2$$

4- تكون مركبات **ايونية** في الغالب ماعدا Li تكون اكثر مركباته تساهمية.
5- تتفاعل جميع هذه الفلزات مع الهالوجينات مكونة هاليدات الفلزات .

$$2M + X_2 \longrightarrow 2MX$$

استخدامات عناصر الزمرة الاولى

اولا / الليثيوم Li

1. يستخدم الليثيوم كعامل مجفف وفي تنقية الفلزات .
2. يستخدم Li_2CO_3 في معالجة بعض الحالات التنفسية .

3. تستعمل مركبات Li في صناعة الزجاج و طلاءه و صناعة المواد الخزفية .
4. يستخدم في الاقطاب السالبة للبطاريات بسبب جهده الكهروكيميائي العالي و يدخل في صناعة البطاريات ايضا .

ثانيا / الصوديوم

1. يستخدم NaCl على نطاق واسع كمادة حافظة و مصدر لبقية املاح Na .
2. يذوب فلز Na في الزئبق (Hg) مكونا ملغم الصوديوم Hg – Na الذي يكون سائلا عند احتواءه على نسبة قليلة من الصوديوم و يعتبر كعامل مختزل في الكيمياء العضوية و اللاعضوية .
3. يستخدم Na لأغراض تحضيرية في الكيمياء كالاصباغ و العقاقير و الصابون و الورق .

يستخدم عنصري **السيزيوم و البوتاسيوم** في الصناعات التي تعتمد على **ظاهرة الكهروضوئية** نظرا لاشعاع تلك العناصر لالكتروناتها عند سقود الضوء عليها ، وذلك لان حجم هذه العناصر كبير و جهد تاينها صغير جدا لذلك تكفي طاقة الضوء لتحرير الكترون مستوى الاخير منها بسبب ان الكهروسالبية و جهد التاين لعناصر المجموعة الاولى صغيرة جدا اذا ما قورنت بباقي المجموعات في الجدول .
عناصر المجموعة الاولى تكون مركبات ايونية و يكون اقوى مركب ايوني في الطبيعة بين عنصر الفلور مع عنصر السيزيوم **CsF** حيث ان الفلور هو اكثر العناصر في الكهروسالبية و عنصر السيزيوم هو اعلى المركبات الكهرومغناطيسية .

استخلاص معادن المجموعة الاولى IA

تعتبر عناصر المجموعة الاولى من اقوى العوامل المختزلة المعروفة و بالتالي فهي لا تستخلص عن طريق اختزال اكاسيدها ، ومن افضل طرق استخلاصها هو التحليل الكهربائي لهاليداتها عند درجات الحرارة العالية .

تحضير فلزات الصوديوم : طريقة دونز

يحضر فلز الصوديوم بالتحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصويدوم و يحدث اختزال ايون الصوديوم باكتساب الكترون من المهبط (Cathode) و ايون الكلور يفقد الكترونا عند المصعد (Anode) و يتحول الى كلور ذري .

$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$$

$$Cl^- - e^- \longrightarrow Cl$$

الزمرة الثانية (IIA) القلويات الترابية

سميت بهذا الاسم بسبب صفات اكاسيدها التي تتوسط بين الزمرة الاولى (القلويات) و الزمرة الثالثة (الترابيات).

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
بيريليوم Beryllium (Be)	$[He]^2\ 2S^2$	+ 2
مغنيسيوم Magnesium (Mg)	$[Ne]^{10}\ 3S^2$	+ 2
كالسيوم Calcium (Ca)	$[Ar]^{18}\ 4S^2$	+ 2
سترونتيوم Strontium (Sr)	$[Kr]^{36}\ 5S^2$	+ 2
باريوم Barium (Ba)	$[Xe]^{54}\ 6S^2$	+ 2
راديوم Radium (Ra)	$[Kr]^{86}\ 7S^2$	+ 2

وجود عناصر الزمرة الثانية (IIA)

البريليوم حيث يوجد بشكل خام فقط في الصخور مثل خام البيريل $Be_2Al_2(SIO_3)_6$.

Mg و Ca يوجد في خام الدولوميت $CaMg(CO_3)_2$ ، و Ca يوجد في خام الكارلايت $KMgCl_3.6H_2O$

Sr يوجد في سترونتانايت $SrCO_3$ و سيلستيايت $SrSO_4$

Ba يوجد في البارايت $BaSO_4$ و منغنيزيات الباريوم غير النقية $BaO.MnO_2$

اما Ra فيوجد بنسبة ضئيلة جدا قياسا الى وجود العناصر اذ انه يوجد في خامات اليورانيوم .

خصائص الفلزات القلوية الترابية

الفلزات القلوية الترابية لها لون فضي، وليست صلبة، وهي معادن قليلة الكثافة وتتفاعل بسرعة مع الهالوجينات لتكوين أملاح أيونية، ومع الماء لتكوين هيدروكسيدات قلوية (قاعدية)، ولكنها ليست في نفس سرعة تفاعل الفلزات القلوية.

$$M + X_2 \longrightarrow MX_2$$

$$M + 2H_2O \longrightarrow M(OH)_2 + H_2$$

الزمرة الثالثة (IIIA) زمرة الترابيات

تسمى بزمرة الترابيات لان معظم عناصرها تتواجد في التربة .

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
بورون Boron (B)	$[He]\ 2S^2\ 2P^1$	+ 3
المنيوم Alumnium (Al)	$[Ne]\ 3S^2\ 3P^1$	+ 3
كاليوم Gallium (Ga)	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^1$	+ 3 , + 1
انديوم Indium (In)	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^1$	+ 3 , + 1
ثاليوم Thaluim (Tl)	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6S^2\ 6P^1$	+ 3 , + 1

البورون لا فلز من اشباه الفلزات و بقية العناصر عبارة فلزات نشطة . الالمنيوم يعتبر ثالث عنصر موجود في القشرة الارضية ، اما بقية العناصر فتواجدها يقل كثيرا عن ذلك . لجميع العناصر في معظم مركباتها حالة التأكسد (+3) باستثناء الكاليوم و الانديوم و الثاليوم التي تتميز بحالة تأكسدية اخرى و هي (+1) .

فلزات الكاليوم و الالمينوم و الانديوم و الثاليوم بيضاء نقية . الالمنيوم ثابت في الهواء نتيجة تكون طبقة من الاكسيد وهذه الطبقة غير مسامية تمنع تفاعل الفلز مع الوسط المحيط . الكاليوم و الانديوم عناصر غير ثابتة في الهواء و تتأثر بالماء الا في وجود الاكسجين .

استخلاص العناصر :

البورون يمكن الحصول عليه باختزال B_2O_3 مع المغنيسيوم او الصوديوم ، كما يمكن تحضيره باستخدام فتيل التنجستن في اختزال BCl_3 بالهيدروجين .

$$B_2O_3 + 3\ Mg \longrightarrow 2B + 3MgO$$

يحضر الالمنيوم من خام البوكسيت (Al_2O_3) باضافة هيدروكسيد الصوديوم حيث يكون الومينات الصوديوم الذائبة و بالتالي يفصل الالمنيوم عن الحديد . العناصر الاخرى توجد بكميات قليلة و تحضر بالتحليل الكهربائي للمحاليل المائية لأملاحها.

الاستخدامات

يستخدم البورون في إنتاج الليف الزجاجي من أجل صناعة اللدائن المدعّمة بألياف زجاجيّة والمستخدمة في مجالات العزل وتصنيع مواد البناء. و يستخدم الالمنيوم في صناعة الكابلات الكهربائية و في صناعة الطائرات كذلك في صناعة الاواني المنزلية و الدهانات المقاومة للتأكل .

تفاعلات عناصر المجموعة الثالثة

1. مع الهواء : تتكون طبقة من الاكسيد في الهواء الرطب تمنع استمرار تفاعل الفلز مع الهواء .
2. مع اللافلزات :

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$
$$2Al + 3S \longrightarrow Al_2S_3$$

3. مع الاحماض : يتفاعل مع حامض الهيدروكلوريك المخفف و المركز و يتصاعد غاز الهيدروجين

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2\ AlCl_3 + 3H_2$$

و لا يتفاعل مع حامض النتريك HNO_3 لأنه يتغطى بطبقة من الاكسيد تمنع تفاعل الفلز مع الحامض .

4. يتفاعل الالمنيوم مع القواعد القوية و يعطي الالومينات و يتصاعد غاز الهيدروجين .

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2$$

الزمرة الرابعة (IV) زمرة الكاربون

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
كاربون Carbon (C)	$[He]\ 2S^2\ 2P^2$	+ 2 , + 4
سيليكون Silicon (Si)	$[Ne]\ 3S^2\ 3P^2$	+ 2 , + 4
جرمانيوم Germanium (Ge)	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^2$	+ 2 , + 4
قصدير Tin (Sn)	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^2$	+ 2 , + 4
رصاص Lead (Pb)	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6S^2\ 6P^2$	+ 2 , + 4

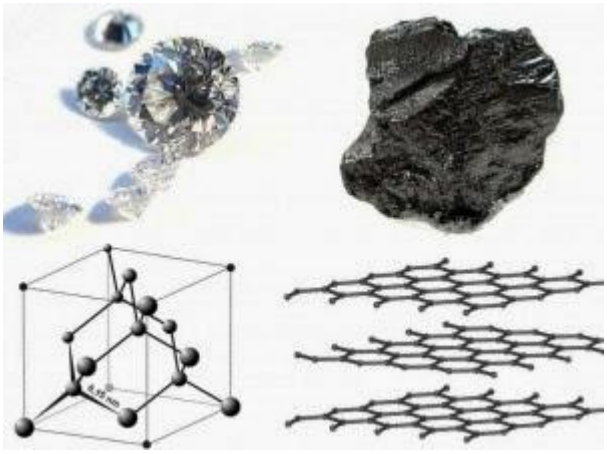
الصفات العامة للزمرة الرابعة

1. يقل الترتيب الالكتروني لعناصر هذه الزمرة بأربع الكترونات عن الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل .
2. ان اكتساب اربعة الكترونات من قبل افراد الزمرة يكون غير ممكن وفق حسابات الطاقة ما عدا الكاربون له القابلية ان يكتسب الكترونات كما في حالة الكاربيدات الايونية بالفلزات ذات الكهروموجبية العالية .
3. لعناصر هذه الزمرة القابلية على تكوين اواصر تساهمية مع الهيدروجين مكونا الهيدريدات مثل CH_4 وكذلك مع الهالوجينات مثل CCl_4 .
4. يعتبر الكاربون من اللافلزات بينما السيليكون و الجرمانيوم اشباه فلزات اما القصدير و الرصاص فلزات .

5. السليكون يعتبر ثاني عنصر موجود في القشرة الارضية.

ظاهرة التآصل: وهو وجود العنصر في اكثر من صورة تتفق جميعها في الخواص الكيميائية و تختلف في الخواص الطبيعية مثل درجة الانصهار و اللون و الشكل البلوري وذلك لاختلاف الشكل البنائي وعدد الذرات و توزيعها البلوري و تظهر هذه الظاهرة في اللافلزات الصلبة فقط و لا تظهر في اللافلزات السائلة او الغازية .

يتبلور الماس على شكل مكعب حيث ترتبط كل ذرة كاربون باربع روابط مشتركة مع اربعة ذرات كاربون اخرى تقع في رؤوس رباعي وجوه منتظم اي ان الكاربون تستعمل تهجين SP^3 . اما الجرافيت فيكون ترتيب الذرات فيه على شكل مضلعات سداسية منتظمة تشكل طبقات مستوية ترتبط فيها ذرة الكاربون بثلاث ذرات اخرى و يكون التهجين SP^2 و ترتبط المستويات فيها بقوى فاندرفالس . تسبب الكترونات الرابطة باي π غير المتموضعة خاصية البريق المعدني و التوصيل الكهربائي و الحراري .



يوجد الكاربون في الطبيعة في حالته الحرة بشكل بللورين هما الماس و الجرافيت ، وله شكل اخر غير بللوري كما يوجد في مركبات عضوية و غير عضوية و في الهواء الجوي على هيئة ثاني اكسيد الكاربون .

السيلكون هو اكثر العناصر انتشارا في الطبيعة و يوجد على شكل ثاني اكسيد السيلكون (السيلكا SiO_2) . بقية العناصر النادرة من اهم خاماتها الجرمانيوم خام الأجيروريت $GeS_2.4Ag_2S$ و الكاستريت SnO_2 من اهم خامات القصدير . السيليكون النقي يوجد على شكل مادة بلورية داكنة لامعة و يتبلور حسب النمط المكعبي و يتشابه تركيبه مع الماس ، كما يتميز بضعف نشاطه الكيميائي الا انه يتحد مع كثير من العناصر في درجات الحرارة العالية .

الزمرة الخامسة (V) زمرة النتروجين

سميت بهذا الاسم لان عنصر النتروجين هو اكثر العناصر انتشارا فيها من بقية عناصر المجموعة .

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
النيتروجين Nitrogen (N)	$[He]\ 2S^2\ 2P^3$	-3 , +1 , +2 , +3 , +4 , +5
الفسفور Phosphor (P)	$[Ne]\ 3S^2\ 3P^3$	+3 , + 5
الزرنيخ Arsine (As)	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^3$	+3 , + 5
الأنتيمون Antimony (Sb)	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^3$	+3 , + 5
البزموث Bismuth (Bi)	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6S^2\ 6P^3$	+3 , + 5

خواص الزمرة الخامسة

1- لها ترتيب الكتروني خارجي متماثل لذلك تتشابه في الخواص الكيميائية .
2- هنالك فروق بين كيمياء النتروجين و كيمياء بعض العناصر بسبب عدم احتواء النتروجين على اوربيتال d فارغ بعكس افراد الزمرة الخامسة . بينما ذرات العناصر الاخرى فلها اوربتال d فارغ مما يساعد على زيادة عدد الالكترونات في الغلاف الخارجي .
3- يكون النتروجين اواصر مزدوجة و ثلاثية كما في حالة N_2 (N≡N) .
4- النتروجين و الفسفور لهما صفة تساهمية في مركباتها بينما باقي عناصر الزمرة يغلب عليها الطابع الايوني .
5- النيتروجين والفسفور لا فلزات ، الزرنيخ والأنتيمون اشباه فلزات ، والبزموث فلز.

خواص النتروجين و تواجده : يتواجد النتروجين في الهواء الجوي بنسبة 78 % من حجم الهواء . النتروجين غاز عديم اللون و الرائحة ويتألف جزيء النتروجين (N≡N) من رابطتين π و رابطة σ و التهجين في كل ذرتي النتروجين من نوع SP . يحضر النتروجين بواسطة التقطير التجزيئي للهواء المسال الذي له درجة غليان (196.8 –) وهذا النتروجين المحضر يحتوي على نسبة ضئيلة من الاركون .

مركبات النتروجين

1- **النتريدات** : هي مركبات ناتجة من تفاعل النتروجين مع عنصر اخر ذو كهروسالبية اقل من النتروجين و تصنف هذه المركبات نسبة الى نوع الاواصر الى مجاميع كالتالي :
- النتريدات الايونية : تتكون من تفاعل النتروجين مع عناصر الزمرة القلوية و عناصر الزمرة القلوية الترابية مثل Mg_3N_2 .

- النتريدات التساهمية : يتكون هذا النوع من النتريدات من نفاعل النتروجين مع عناصر الزمرة الثالثة مثل BN .
- نتريدات العناصر الانتقالية: يتكون هذا النوع من النتريدات من نفاعل النتروجين مع العناصر الانتقالية مثل CrN .

2- الامونيا : غاز عديم اللون يحضر صناعيا بالاتحاد المباشر بين الهيدروجين و النتروجين عند درجات حرارة 400 - 500 م° تحت ضغوط مرتفعة 100 – 300 ضغط جوي ، وفي وجود عامل مساعد مثل اوكسيد الحديد .

$$N_{2(g)} + 3H_2 \xrightarrow[300\ atm]{100\text{-}300\ c^o} 2NH_3$$

صفات الامونيا

1- جزيئة الامونيا ذات تهجين SP^3 و شكل هندسي هرم مثلث القاعدة .
2- غاز الأمونيا شديد الذوبان في الماء (يشكل محلولا يعرف باسم هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH) اكثر من اي غاز اخر وهذا يعود الى تكوين اواصر هيدروجينية مع المذيب.
3- غاز الامونيا عديم اللون و ذو رائحة نفاذة.
4- يحترق غاز الامونيا في الهواء و يتنج N_2 و الماء .

3- الهيدرازين N_2H_4 : هو سائل عديم اللون ، يحضر من اكسدة الامونيا جزئيا بواسطة HCl في محلول قاعدي

$$2NH_3 + 2HCl \longrightarrow N_2H_4 + Cl_2$$

صفات الهيدرازين

1- سائل مدخن عديم اللون يسلك كقاعدة و لكنه اقل قاعدية من الامونيا حيث يكتسب بروتون او بروتونين مكونا نوعين من الاملاح .
2- يستعمل الهيدرازين في وقود المحركات النفاثة و محركات الصواريخ وصناعة المتفجرات.

انواع الحوامض الاوكسجينية للنتروجين : اشهرها

1- حامض النتروز HNO_2 : يتم تحضيره من تفاعل الاحماض المخففة مع ايون النتريت كما في المعادلة

$$NaNO_2 + dil.\ HCl \longrightarrow NaCl + HNO_2$$

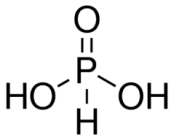
2- حامض النتريك HNO_3 : يحضر من تفاعل نترات البوتاسـيوم مع حامـض H_2SO_4 بدرجة 0 C^o بالتقطير تحت الضغط المخلخل للحصول على الحامض النقي كما في المعادلة :

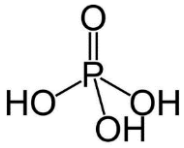
$$KNO_3 + Conc.\ H_2SO_4 \longrightarrow HNO_3 + KHSO_4$$

انواع الحوامض الاوكسجينية للفسفور: اشهرها

1- حامض الفوسفوروز H_3PO_3

2- حامض الفسفوريك H_3PO_4





الزمرة السادسة (VI) زمرة الاكسجين

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
Oxygen (O)	$[He]\ 2S^2\ 2P^4$	- 2 , - 1
Sulpher (S)	$[Ne]\ 3S^2\ 3P^4$	- 2 , + 2 , + 4 , + 6
Selenium (Se)	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^4$	- 2 , + 2 , + 4 , + 6
Tellurium (Te)	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^4$	+ 2 , + 4 , + 6
Polonium (Po)	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6S^2\ 6P^4$	+ 2 , + 4

الخواص العامة للزمرة :

1- الترتيب الالكتروني لعناصر الزمرة السادسة يقل بالكترونين عن الترتيب الالكتروني للغاز النبيل.

2- الاوكسجين والكبريت والسيلينيوم لافلزات اما Te وPo عناصر اشباه فلزات.

وجود الاكسجين في الطبيعة : يعتبر الاكسجين من اكثر العناصر انتشارا اذ يكون بنسبة 50% وزنا من القشرة الارضية و يدخل في تركيب الماء و السيليكات و غيرها . يتكون ربع وزن الهواء الجوي تقريبا من الاكسجين الحر . يحتوي الماء على 89 % تقريبا من الاكسجين المتحد

للأوكسجين صورتان

1- الصورة الاولى للاكسجين و تكون اكثر استقرارية و التي تمثل O_2 : وهو غاز عديم اللون و الرائحة و هو اكثر كثافة من الهواء قليلا.
2- الصورة الثانية للاكسجين هي الاوزون O_3 : هو غاز سام لونه ازرق باهت يتكون بفعل الاشعة فوق البنفسجية على الاكسجين في طبقات الجو العليا.

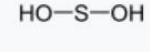
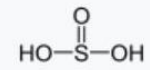
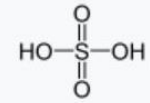
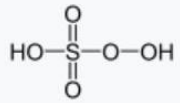
$$O_2 \xrightarrow{h.v} 2\,O \qquad O_2 + O \longrightarrow O_3$$

الكبريت : ينتشر الكبريت في مناطق واسعة من العالم كعنصر حر و بشكل غازات كبريتيد الهيدروجين و ثنائي اكسيد الكبريت . كما يوجد في عدد كبير جدا من الخامات الفلزية الكبرتيدية .
ويحضر الكبريت في الوقت الحاضر من اختزال ثنائي اوكسيد الكبرت بواسطة الكاربون

$$SO_2 + C \longrightarrow CO_2 + S$$

خواص و استعمالات الكبريت : الكبريت عبارة عن ماد صلبة صفراء اللون عديم الطعم و الرائحة و هو رديء التوصيل للحرارة و غير قابل للتوصيل الكهربائي و لا يذوب بالماء و المذيبات العضوية غير انه يذوب بسهولة في ثنائي كبريتيد الكريون .

انواع الحوامض الاوكسجينية للكبريت: اشهرها

الأحماض من النمط H_2SO_n	
حمض الهيبوكبريتوز (أو حمض *السلفوكسيليك*) H_2SO_2	
حمض الكبريتوز H_2SO_3	
حمض الكبريتيك H_2SO_4	
حمض بيروكسي أحادي الكبريتيك (أو حمض *البيركبريتيك* أو حمض *كارو*) H_2SO_5	

عناصر المجموعة السابعة (VII) الهالوجينات

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
الفلور Fluorine (F)	$[He]\ 2S^2\ 2P^5$	-1
الكلور Chlorine (Cl)	$[Ne]\ 3S^2\ 3P^5$	-1, +1, +3, +5, +7
البروم Bromine (Br)	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4S^2\ 4P^5$	-1, +1, +3, +4, +5
اليود Iodine (I)	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5S^2\ 5P^5$	-1, +1,+5, +7
الأستاتين Astatine (At)	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6S^2\ 6P^5$	-1, +1, +3, +5, +7

الهالوجينات هي كلمة من أصل يوناني و هي تعني المادة المكونة للملح ، حيث أن وجود هذه العناصر حُدد في البدء في الأملاح التي تكونها مع الفلزات . ولكن بتقدم علم الكيمياء واكتشاف مركبات جديدة صارت الهالوجينات تظهر في مركبات عضوية متعددة مثل التفلون والمواد البلاستيكية مثل بولي كلوريد الفينيل ، والفريونات ، والمبيدات الحشرية الكلورية . العنصر الأخير هو عنصر مشع أي ذو خاصية أشعاعية ويوجد في الطبيعة بكيمات قليلة .

والهالوجينات هي عناصر **لافلزية** نشطة ولذلك فهي لا توجد في الطبيعة منفردة بل متحدة مع غيرها من العناصر. حيث توجد على شكل أملاح واسعة الانتشار في القشرة الأرضية وفي مياه المحيطات مثل ملح كلوريد الصوديوم. وتتمتع الهالوجينات .

خواص الهالوجينات

توجد الهالوجينات على هيئات مختلفة فالكلور والفلور غازات بينما البروم سائل واليود صلب ، وتوجد على شكل جزيئات ثنائية الذرة.

تكسب الهالوجينات الكترونا من الفلزات وينتج عن ذلك مركبات أيونية مثل كلوريد الكالسيوم($CaCl_2$) وقد تشارك ذرة الهيدروجين بالألكترون مع ذرة أخرى مكونه رابطة تساهمية مثل كلوريد الهيدروجين (HCl).

يكون رقم التأكسد للهالوجين في هذه المركبات (-1) وتفاعل الهالوجينات تقريبا مع كل العناصر في الجدول الدوري ، حيث أن النشاط الكيميائي يكون أعلى ما يمكن عند الفلور ويقل النشاط بزيادة الرقم الذري.

ونظراً لأن عناصر مجموعة الهالوجينات تقع في أقصى يمين الجدول الدوري فإنها تتميز بسالبية كهربائية عالية جداً ويعتبر الفلور أكثر عناصر الجدول الدوري سالبية ، يحتوي المدار الخارجي لذرات هذه العناصر

على سبعة إلكترونات. ولذلك فإن لها ميل شديد لأن تكتسب إلكتروناً إضافياً حتى تصل إلى بنية إلكترونية ثابتة كبنية الغازات الخاملة

النشاط الكيميائي وقوتها كعوامل أكسدة

نظراً للميل الشديد للهالوجينات لاكتساب إلكترون في المدار الخارجي لكل ذرة منها. فإنها تعتبر **عوامل أكسدة** قوية جداً. وتقل قوتها كعوامل أكسدة قوية مع ازدياد العدد الذري لذراتها .
وتعتبر الهالوجينات عناصر نشطة جداً. ويقل نشاطها كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل المجموعة.

تحضير الكلور

1. اكسدة حامض الهيدروكلوريك بواسطة MnO_2 :

$$4\ HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2\ H_2O + Cl_2$$

2. التحليل الكهربائي لكلوريد الصوديوم

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

3. يحضر بالصناعة بطريقة ديكسون :

$$4\ HCl + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + 2\ Cl_2$$

تفاعلات الكلور :

1- تفاعلات الاكسدة :

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl + S$$
$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HClO$$

يستعمل الكلور في ازالة الالوان و التطهير و يستعمل في تحضير بعض الكلوريدات في المعمل مثل كلوريد الالمنيوم .

الغازات النادرة (VIII)

العنصر	الترتيب الالكتروني	الحالة التأكسدية
هليوم Helium (He)	$1s^2$	0
نيون Neon (Ne)	[He] $2s^2$ $2p^6$	0
اركون Argon (Ar)	[Ne] $3s^2$ $3p^6$	0
كربتون Krypton (Kr)	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$	0
زينون Xenon (Xe)	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^6$	0
رادون Radon (Rn)	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^6$	0

العناصر الخاملة أو **النبيلة** : الغازات النبيلة لها غلاف إلكتروني خارجي ممتلئ للمستويات الفرعية s ، p أي يوجد في أخر غلاف لها 8 إلكترونات ، فيما عدا الهيليوم فإن له 2 إلكترون في غلافه الخارجي ، ولهذا لأنها لا تكون مركبات كيميائية بسهولة.

كلما زادت ذرات هذه السلسلة حجما كلما تتبعنا السلسلة لأسفل ، فإنها تكون أكثر نشاطا إلى حد قليل. فمثلا تفاعل الزينون مع الفلور لينتج المركبات الآتية XeF_6 , XeF_4 , XeF_2 كما تفاعل أيضا الرادون مع الفلور لينتج فلوريد الرادون (RnF) والذي كان يلمع بضوء أصفر في الحالة الصلبة. كما أن الكريبتون يمكن أن يتفاعل مع الفلور لينتج KrF_2 وهاليدات الغازات النبيلة مثل XeCl والتي تستخدم في ليزر جزيئات مثارة ثنائية الذرة .

في عام 2002، تم اكتشاف عدد من المركبات يدخل اليورانيوم فيها مع الأرجون، والكربتون والزينون. وقد أيد ذلك الاعتقاد بأن الغازات النبيلة يمكن أن تكون مركبات مع الفلزات الأخرى.

تكون الغازات النادرة (النبيلة) **وحيدة الذرة في الحالة الغازية** وهذا ما يجعل خواصها الفيزيائية تتغير تدريجيا مع الوزن الذري . الهيليوم هو السائل الوحيد الذي لا يتجمد بالتبريد فقط و يبقى سائلا حتى عند درجة الصفر المطلق اذا بقى الضغط الواقع عليه هو الضغط العادي . لكنه يتجمد بسرعة عند زيادة الضغط عليه .

طرق استخلاص الغازات النبيلة

تحضر الغازات النبيلة عادة بالتقطير التجزيئي للهواء المسال اذ يحتوي الجزء الاكثر تطايرا على غازات النتروجين و الهيليوم و النيون . يستخلص غاز الهيليوم من الغاز الطبيعي و الحقول الغازية اما غاز الارجون و النيون و الكريبتون و الزينون فيتم تحضيرها تجاريا كمنتجات ثانوية من وحدات فصل الهواء بالتبريد و يتم تقطير الهواء باستخدام اعمدة و ابراج خاصة و يتم بعد ذلك فصل الغازات النبيلة ، اما غاز الرادون فيحصل عليه من التغيرات الاشعاعية حيث يتكون من انطلاق الاشعة من عنصر الرديوم.

خواص الغازات النبيلة

جميع الغازات النبيلة عديمة اللون والطعم والرائحة يصعب إسالتها نظراً لانخفاض درجاتها الحرجة تذوب في الماء بدرجة محسوسة فقابلية ذوبان الأرجون في الماء تفوق قابلية ذوبان الأكسجين ، للغازات النبيلة قوى جذب داخلية ضعيفة للغاية بين ذراتها و بالتالي فإن لها درجات ذوبان وغليان منخفضة ولذا فإن هذه العناصر تكون في الحالة الغازية في الظروف العادية ، حتى التي لها وزن ذري أكبر من الفلزات الصلبة .

الخواص الكيميائية

يطلق على عناصر المجوعة الثامنة اسم الغازات النبيلة أو الخاملة، نظرا لأنها بشكل عام لا تملك القدرة على التفاعل الكيميائي في الظروف العادية، أي أنها تفتقر إلى النشاط الكيميائي، وبالتالي فإنها لا تمتلك أيونات سالبة، أو موجبة.

إلا أنه ثبت مؤخرا أن الغازات الخاملة قد تدخل في بعض التفاعلات تحت ظروف خاصة .

استخدامات الغازات الخاملة

1 - يستخدم غاز الهيليوم في ملئ المناطيد كونه غير قابل للاشتعال، كما يعتبر مصدر لتكوبن ما يسمى بالضغط الجوي الاصطناعي ، الذي يتم تشكيله في المعامل المقامة في أعماق البحار والمحيطات .

٢ - يستخدم النيون والارجون والكربتون والزينون بكثرة وعلى نطاق واسع في التطبيقات الكهربية الضوئية كأنابيب الإضاءة ، ولوحات الزينة، واللوحات الإعلانية ذات المظهر الجميل، كما تستخدم الغازات الخاملة في مصابيح الفلاش التابعة لكاميرات التصوير.

٣ - يستخدم الهيليوم والارجون في لحام بعض الفلزات مثل المغنسيوم والالمونيوم لمنع تاكسدها.

٤ - يستخدم خليط من الهيليوم والارجون مع النيتروجين في صناعة المصابيح الكهربائية، حيث إنهما يعملان على الحد من تبخر سلك التنجستن المتوهج.

٥ - يستخدم الرادون في الطب لعلاج بعض الامراض كالسرطان .