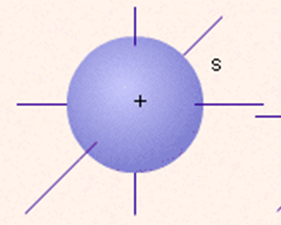
**أشكال الأوربيتالات *Shapes of Orbitals***

يمكن تعريف الأوربيتال بأنه الجزء من الفضاء حيث يقضي الإلكترون معظم وقته فيه أثناء حركته حول النواة , هذه الأوربيتالات تتخذ أشكالا متعددة في الفراغ فهي بذلك تمثل الأبعاد الثلاثي لحرك الإلكترون حول النواة , وفيما يلي توضيح موجز عن أنواع وأشكال هذه الأوربيتالات :

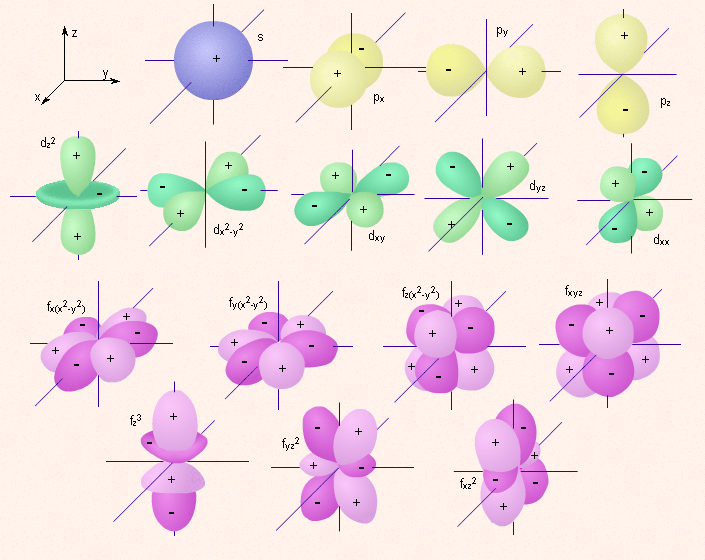
**1- أوربيتال S S- Orbital**

يمتلك هذا النوع من الآوربيتالات طبقا لمعادلة شرودنكر شكلا كرويا متماثلا في الفراغ حيث إن الكثافة الإلكترونية لا تتركز حول أتجاه معين وكما موضح في الشكل الآتي :



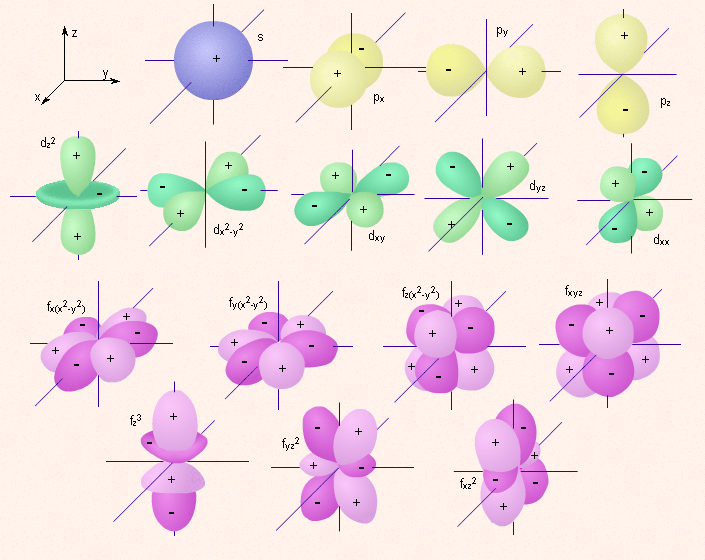
**2- أوربيتالات P P- Orbitals**

توجد ثلاثة أوربيتالات من النوع P تكون متشابهة من حيث الحجم والشكل ومقدار الطاقة ولكنها تختلف عن بعضها البعض بالاتجاه الفراغي , فالأشكال الآتي توضح إن كلا من أوربيتالات P يظهر بإفراغ على شكل فصين حول محاور x , y , z وهي بذلك تكون متعامدة على بعضها البعض , كما أن احتمالية وجود الإلكترون تكون متساوية في أي من تلك الأوربيتالات , والشكل الآتي يوضح أنواع أوربيتالات P الثلاثة :



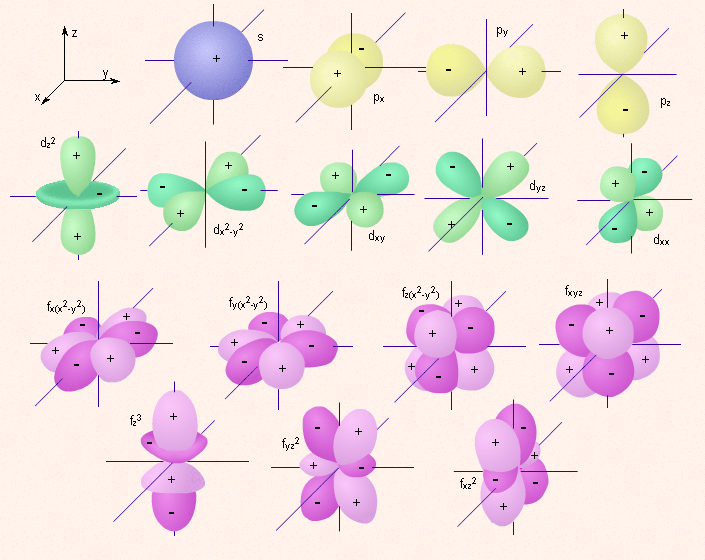
**3- أوربيتالات d d- Orbitals**

توجد خمسة أنواع من أوربيتالات d هي dxy, dyz , dxz , dx2-y2 ,dz2  وهي أيضا تمتلك أتجاهات فراغية مختلفة فالأوربيتالات الثلاثة dxy, dyz , dxz يمتلك كل منها أربع فصوص وتقع في المستويات xy, yz, xz على التوالي ( بمعنى أن هذه الفصوص الأربع لكل من هذه الأوربيتالات تقع ما بين المحاور الرئيسية) , أما الأوربيتال الرابع dx2-y2  فهو يمتلك أربع فصوص موجهين حول المحورين الرئيسين x وy , في حين يمتلك الأوربيتال الخامس dz2  فصين حول المحور z وحلق من الكثاف الإلكترونية ترسم في المستوي xy وكما موضح أدناه:



**4- أوربيتالات f f- Orbitals**

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

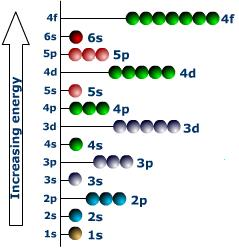


**مخططات مستويات الطاقة *Energy level diagrams***

يكون تسلسل الطاقة للأوربيتالات المختلفة في ذرة الهيدروجين :

**1S (2S=2P) (3S=3P=3d) …………..,ect.**

وفي ذرة متعددة الألكترونات لايظل مستوى الطاقة لأي أوربيتال كما هو عليه في ذرة الهيدروجين بل يتغير بتغير العدد الذري للعنصر وكما موضح في الشكل الآتي :



وطبقا للشكل أعلاه يتغير الترتيب الطاقي للأوربيتالات ليصبح كما يلي :

**1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4p 5S 4d 5P 6S 4f 5d 6P 7S,…..**

وبالتالي يمكن استخدام هذا التسلسل الطافي لإيجاد الترتيب الإلكتروني لأي عنصر , يمكن تذكر هذا التسلسل بتطبيق قاعدة (n+l) والتي تنص إن طاقة الأوربيتال تزداد كلما زادت قيمة (n+l) واذا تساوت قيمة (n+l) لأوربيتالين أو أكثر فأقلهم طاقة هو الذي يمتلك أقل عدد من n , فمثلا 3S , 3P قيمة (n+l) لهما على التوالي (3,4) لذا فطاقة 3S أقل من طاقة 3P.

في حالة أوربيتالات 6S, 5P,4d فإن قيمة (n+l) متساوية لكن 6S أكثرهم طاقة لأنه يتلك أعلى قيمة n يليه 5P وأوطأهم طاقة 4d .

يطلق على قاعدة أيجاد الترتيب الإلكتروني للعناصر تباعا بإضافة بروتون إلى نواة العنصر والإلكترون خارج لنواة أسم ( Aufbau principle) وهي كلمة ألمانية معناها (بناء) وبما أن كل أوربيتال لا يستوعب أكثر من إلكترونين لذا:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **نوع الأوربيتال** | **عدد الأوربيتالات** | **العدد الأقصى للألكترونات** | **المستوى الذي يبتدئ الظهور عنده** |
| **S** | **1** | **2** | **1** |
| **P** | **3** | **6** | **2** |
| **d** | **5** | **10** | **3** |
| **f** | **7** | **14** | **4** |

ويمكن تمثيل كل أوربيتال بمربع واحد ويتم التمييز بين الإلكترونين في الأوربيتال الواحد بواسطة عدد كم البرم فيوضع السهم إلى أعلى داخل المربع ليدل على الإلكترون الأول الذي له قيمة عدد كم البرم (( ms = + , أما الألكترون الثاني الذي يدخل المربع الذي يحتوي على ألكترون فيرسم السهم إلى الأسفل ليدل على ( ms = - ) , هنا لابد من ذكر قاعدتين أساسيتين هما :

1. **قاعدة باولي للأستبعاد Pauli Exclusion Principle**

تنص هذه القاعدة على أنه " لايمكن لألكترونين في ذر ة واحدة أن يـكون لهما نفس أعداد الكم الأربعة "

**2- قاعدة هوند Hand’s Principle**

وضع هوند العديد من القواعد تنص القاعد الأولى منها إن الألكترونات تتوزع بصورة منفردة في أوربيتالات متساوية الطاقة قدر المستطاع " .

**رمز الحالة** **Term Symbole**

لغرض أختيار الوضع المناسب للألكترون في الأوربيتالات الذرية تم إعتماد رموز للحالات المستقرة للذرات تسمى برموز الحالة حيث تم تصنيف أية حالة ذرية بدلالة الزخم الزاوي الكلي للأوربيتالات L=Σml والبرم الكلي للألكترون S= Σ ms وتدعى هذه الطريقة بطريقة ( LS coupling) .

لتمثيل الحالة الألكترونية لذرة ما بصورة كاملة نستخدم نظاماً يعتمد على رموز الحد الطيفية وقد وضعت حروف الحد التي تتفق مع قيم (L) كلآتي :

**L = 0 1 2 3 4 5**

**S P D F G H**

يسبق حروف الحد رقما علوياُ بمقدار (2S+1) أو مايسمى بمضاعفات البرم وتتبع بحد سفلي يمثل بقيمة (J) والتي تمثل محصلة لجميع الحركات المغزلية للإلكترونات والزخم الزاوي للأوربيتالات وتساوي :

**J= ( L+S),……….., (L-S)**

فإذا كان الغلاف الثانوي أقل من نصف مشبع نختار أصغر قيمة ل J , أما إذا كان الغلاف الثانوي أكثر من نصف مشبع نختار أعلى قيمة ل J وفي حالة كون الغلاف الثانوي نصف مشبع فهناك قيمة واحدة فقط ل (J) .

2s+1LJ

**الصيغة العامة لرمز الحالة (2S+1) L J**

**مثال1 : جد رمز الحالة لذرة 6C**

6C : 1S22S22P2

-1 0 +1

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |

£ms = s = ms1+ms2+ms3

+1/2 + 1/2 = 1

2S+1 = 2 x 1 +1 = 3

£ml = L = (1X +1) + (1X 0) = 1

J = L +S ……..L-S

1+1 0

2 0

وبما أن المستوي الثانوي اقل من نصف مشبع نختار أقل قيمة ل( (J

أذن رمز الحالة هو **3P0**

**مثال2 : جد رمز الحالة لذرة 17 Cl**

17 Cl: 1S22S22P63S23P5



£ms = s = ms1+ms2+ms3

0 + 0 + 1/2 = +1/2

2S+1 =2 x 1/2 + 1 = 2

£ml = L = (2x +1) + (2x0) + (1x -1) = 1

J = L +S ……..L-S

1 + 1/2 1- 1/2

3/2 1/2

وبما أن المستوي الثانوي أعلى من نصف مشبع نختار أعلى قيمة ل (J)

أذن رمز الحالة هو **2 P (3/2**)

**مثال3 : جد رمز الحالة لذرة 7N**

7N: 1S22S22P3

+1 0 -1

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  |  |  |

£ms = s = ms1+ms2+ms3

1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2

2S+1= 2 x 3/2 + 1 = 4

£ml = L = (1x +1) + (1x 0) + (1x -1) = 0

J = L +S ……..L-S

3/2 -3/2

وبما أن المستوي الثانوي نصف مشبع فيكون (J ) قيمة واحدة

أذن رمز الحالة هو **4S3/2**

**مثال4 : جد رمز الحالة لذرة 23V+3**

23V: 1S22S22P63S23P64S23d3

23V+3: 1S22S22P63S23P64S03d2

-2 -1 0 +1 +2

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |

£ms = s = ms1+ms2+ms3

1/2 + 1/2 = 1

2S + 1 = 2 x 1 + 1 = 3

£ml = L = (1x +2) + (1x +1) = 3

J = L +S ……..L-S

3 + 1 3 – 1

4 2

وبما أن المستوي الثانوي اقل من نصف مشبع نختار أقل قيمة ل(( J

أذن رمز الحالة هو **3F2**