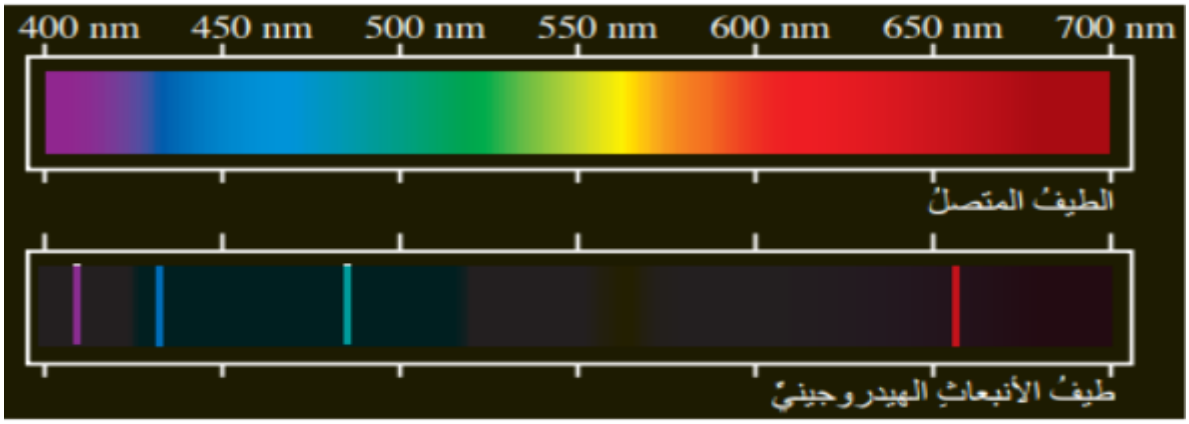
الفصل الرابع البنية الالكترونية للذرات

تتكون الذرة من نواة مادية مشحونة بشحنة موجبة، وتختلف شحنتها باختلاف العنصر بحسب رذرفورد. ويدور حول نواتها عدد من الالكترونات السالبة الشحنة؛ بحيث تكون شحنة الذرة ككل معتدلة كهربائياً. وبتعادل قوى التنافر الناجمة عن الدوران مع قوى التجاذب ما بين النواة والالكترونات، لذا تبقى الذرة في حالةٍ مستقرة.

الطبقات الالكترونية

وبدراسة الإشعاعات الصادرة عن الذرة فإن الطيف الناتج عنها بعد تهيجها تبين أن الالكترونات تتوزع على طبقاتٍ الكترونية وفق نظام منضبط. وتُصْدِر الإشعاع بسبب انتقال الالكترونات من مستوى طاقي إلى أخر حسب العالم بور .وهكذا تم اعتماد مجموعة من الأرقام والحروف التي توصف كل ذرة مع مجموعة الكتروناتها.



الشكل 1: طيف انبعاث ذرة الهيدروجين

تتوزع الالكترونات في الذرة حول النواة حسب المستوى الطاقوي الذي تنتسب له، ولتبسيط هذا المفهوم قام بور وباولي بتمثيل المستوى الطاقوي بطبقة ويرمز لها بالحروف اللاتينية، بحيث كل طبقة يمكنها حمل عدد محدود من الالكترونات وقدره$2n^2$ ، حيث nهو رقم المستوى

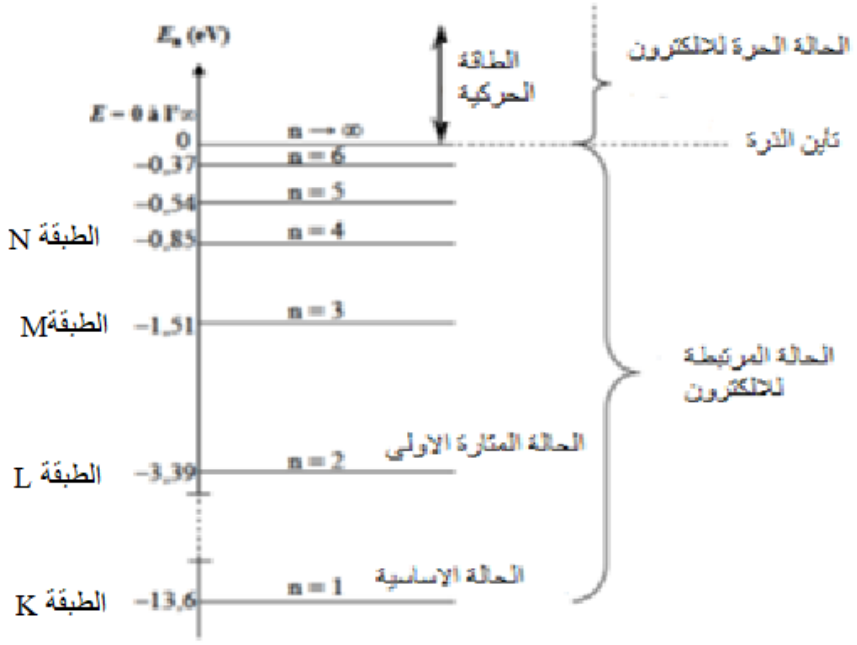
المستوى الطاقوي الأول أو الطبقة K: n=1 وهو أدنى مستوى طاقوي يمكن للألكترون أن ينتسب له (الحالة الاساسية)، أي هو أقرب مكان للنواة يمكن للإلكترون التواجد فيه، النواة بالالمانية تسمى Kernel ولذلك اصطلح على تسمية هذه الطبقة بالطبقة K. تمثل قيمة طاقة هذه الطبقة 13.6eV- بالنسبة لذرة الهيدروجين، يمكن أن يحمل الكترونين إثنين فقط $2n^2=2(1)^2=2e^-$

المستوى الطاقوي الثاني أو الطبقة L: n=2 يمكن أن يحمل تمانية إلكترونات $2n^2=2(2)^2=8e^-$.

المستوى الطاقوي الثالث أو الطبقة M: n=3 يمكن أن يحمل تمانية عشر إلكترونا $2n^2=2(3)^2=18e^-$.

المستوى الطاقوي الرابع أو الطبقة N: n=4 يمكن أن يحمل إثنان و ثلاثون إلكترونا $2n^2=2(4)^2=32e^-$

.



الشكل 2 مخطط الطاقة لذرة الهيدروجين

الصيغة الالكترونية

وهي طريقة لوصف توزيع الالكترونات على مختلف الطبقات، أي تحديد عدد الالكترونات الموجودة في كل طبقة.

تعبئ الإلكترونات من الطبقة الدنيا ذات الطاقة المنخفضة والتي تكون أكثر استقرارا فيها حتى تتشبع الطبقة، ثم ننتقل للطبقة الأعلى ويسمى بالتوزيع الالكتروني في الحالة الأساسية.

أمثلة: $H(Z=1): K^1$, $Li(Z=3): K^2 L^1$, $C(Z=6): K^2 L^4$, $Cl(z=17): K^2 L^8 M^7$

الاعداد الكمية

يُمكن وصْف الإلكترون داخل الذرة وصْفًا تامًّا بقِيَم تُعرَف باسم أعداد الكم. هناك أربعة أعداد كم وهي :

(n, l, m, s) ، وهذه الأعداد تُحدِّد كيف تَملأ الإلكترونات المدارات الذرية واحدًا تلو الآخَر. كما توضِّح أعداد الكم الأربعة لمَاذا ينبغي ترتيب العناصر في فئات في الجدول الدَّوْري، ولمَاذا يكون لعناصر عديدة خواصُّ كيميائية متشابِهة.

عدد الكم الرئيسي n

يحدِّد عددُ الكم الرئيسي حجمَ المدار الذري. وعدد الكم الرئيسي عددٌ صحيحٌ موجبٌ دائمًا، ويُمكن القول إن:

n =1,2,3…..7.

يستنِد عدد الكم الرئيسي إلى نموذج بور للذرة، ويحدِّد أيَّ مستوى طاقة أو طبقة سيشغلها الإلكترون. يُمكن تربيع عدد الكم الرئيسي لتحديد عدد المدارات الموجودة لكلِّ مستوى طاقةn2. ويُمكن أيضًا تربيعه وضربه في اثنين 2n2لتحديد عدد الإلكترونات الموجودة لكلِّ غلاف إلكتروني.

عدد الكم الثانوي l

يمكن الإشارة إلى عدد الكم الثانوي، أو المداري، أو عدد كم العزم الزاوي المداري. وعدد الكم الثانوي (l)عدد يحدِّد شكل المدار الذري ونوع الطبقة الفرعية. فالطبقة الفرعية التي لها عدد كم ثانوي يساوي 0، لها شكل كروي، ويُطلَق عليها الأغلفة الفرعية من النوع .s ولكلٍّ من المدارين 1s، 2sعدد كم ثانوي يساوي صفرًا.

يُمكن أن يأخذ عدد الكم الثانوي أيَّ قيمة موجبة من 0 إلى $n-1$.يُمكن أيضًا إعادة صياغة العبارة بقولنا إن : $l=0,1,2,3,\ldots,n-1,$ حيث nعدد الكم الرئيسي.

وهذا يعني أن الطبقة الإلكترونية الأولى $(n=1)$لا يُمكن أن يكون لها سوى طبقة فرعية واحدة بعدد كم ثانوي يساوي صفرًا؛ لأن $n-1=0$عندما يكون $n=1$؛ ومن ثَمَّ lلا يُمكن أن يساوي إلَّا صفرًا. أمَّا الطبقة الإلكترونية الثانية $(n=2)$،فيُمكن أن يكون له عددان كميان ثانويان؛ صفر، وواحد؛ لأن $n-1=1$عندما يكون $n=2$؛ ومن ثَمَّ $l=0,1.$وبنفس الطريقة، يُمكن أن يكون لطبقة الإلكترونية الثالثة $(n=3)$ثلاثة أعداد كمية ثانوية: صفر، وواحد، واثنان؛ لأن $n-1=2$عندما يكون $n=3$؛ ومن ثَمَّ $l=0,1,2.$يُصنِّف علماء الكيمياء الفيزيائية بعض الطبقات الفرعية الأولى على النحو الآتي: صفر(s) ، واحد(p) ، اثنان(d) ، ثلاثة (f).

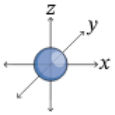
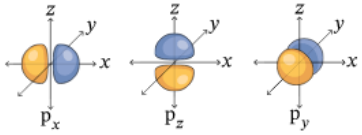
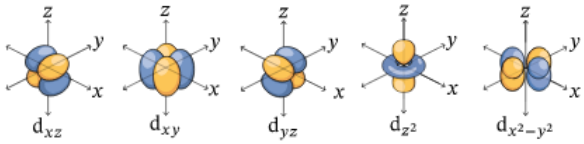
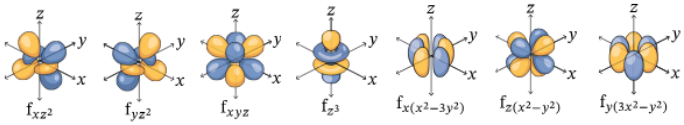
عدد الكم المغناطيسي m

عدد الكم المغناطيسي (m)يحدِّد عدد المدارات الموجودة لكلِّ طبقة فرعية؛ لأن m يُمكن أن يأخذ أيَّ قيمة صحيحة من $-l$ إلى $+l.$يُمكن أيضًا إعادة صياغة العبارة بقولنا إن:$m=-l,\ldots,0,\ldots,+l,$ حيث lعدد الكم الثانوي.

وهو ما يعني أن الطبقات الفرعية s $(l=0)$ لا يُمكن أن يكون لها سوى مدار واحد، في حين يكون للطبقة الفرعية p $(l=1)$ ثلاثة مدارات. أمَّا الطبقة الفرعية d فيُمكن أن يكون لها خمسة مدارات؛ لأن mيُمكن أن يأخذ أيَّ قيمة بين 2-و.2+ويُمكن دائمًا تحديد عدد المدارات الكلي لكلِّ طبقة فرعية من خلال الصيغة $2l+1.$

قيمة l	الطبقة الفرعية	قيمة m	عدد المدارات $2l+1$	شكل المدارات

الفصل الرابع البنية الالكترونية للذرات

0	*s*	0	1	
1	*p*	-1 ,0 ,1	3	
2	*d*	-2,-1 ,0,1,2	5	
3	*f*	-3,-2 ;-1 ,0,1,2,3	7	

عدد الكم المغزلي

تحدّد أول ثلاثة أعداد من أعداد الكم كلًّا من حجم المدار الذري (n)،وشكله (l)،واتجاهه (m).ويُسمَّى العدد الأخير من أعداد الكم عدد الكم المغزلي (s) ،وهو عدد يحدِّد الحالة المغزلية للإلكترون. من المُهِمّ التأكيد هنا أن خاصية دوران الإلكترون (الغَزْل) تُعَدُّ خاصية ذاتية، ولا ينبغي اعتبار الإلكترونات كرات منفصلة تدور حول محور رئيسي واحد مثل الأرض. يُمكن أن يكون عدد الكم المغزلي للإلكترون إمَّا $m=+1/2$،وإمَّا $m=-1/2$. وكلُّ مدار ذري يُمكن أن يَسَع حالة دوران مغزلي واحدة للإلكترون لأعلى s=+1/2،وحالة دوران مغزلي واحدة للإلكترون لأسفل s=-1/2. وهذا يفسِّر لمَذا تسع الطبقة الفرعية من النوع s إلكترونين، ولمَ يَسَع كلُّ مدار من المدارات الثلاثة من النوع p في أيِّ طبقة إلكترونية إلكترونين.

ملئ المحطات الذرية

مبدأ استبعاد باولي

لا يمكن أن يكون إلكترونان في نفس الحالة الكمية. وبالتالي، يمكن أن يحتوي المحط الذري على إلكترونين فقط أحدهما يدور لأعلى والاخر يدور لأسفل.

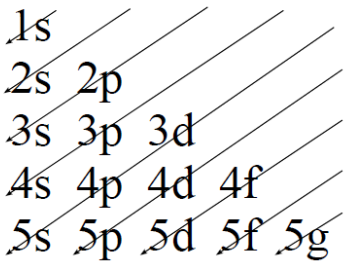
قاعدة كليشكوفسكي

تساعد قاعدة كليشكوفسكي في ترتيب مستويات الطاقة، حيث تزداد طاقة المحط الذري بزيادة n+l وإذا كان n+l ثابت فأن الطاقة تزداد بزيادة n.

ويمكننا الشكل الموضح أسفله من فهم أكثر لترتيب المحطات الذرية حسب المستويات الطاقوية حسب قاعدة كليشكوفسكي.

التوزيع الالكتروني للعناصر

نص هذا المبدأ على ان مستويات الطاقة الثانوية تملأ بالإلكترونات حسب تسلسل طاقاتها من الاوطأ الى الاعلى وتتبع المنوال الموضح في الشكل التالي:



الشكل 3: ترتيب مستويات الطاقة بترتيب تصاعدي (من الأدنى ألي الأعلى طاقة) وفقًا لقاعدة كليشكوفسكي

وعند كتابة الترتيب الالكتروني لأية ذرة يجب معرفة العدد الذري لتلك الذرة حيث أن عدد الالكترونات للذرة المتعادلة كهربائياٍ يكون مساو لعددها الذري ويكتب عادة في أسفل يسار رمز العنصر. حيث يمتلئ أولا المدار 1sبالإلكترونات ثم 2sثم 2pثم 3sثم 3pثم 4sثم 3dوهكذا وكما يلي:

....1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f

ونلاحظ انه كلما زاد رقم الغلاف الرئيسي nازدادت طاقة الالكترونات الموجودة فيه وقلت المسافة بين غلاف رئيسي واخر لذلك يحصل تداخل بين الاغلفة الثانوية التي تعود لأغلفة رئيسية مختلفة. ويجب العلم ان الرقم المكتوب الى يسار رمز مستوى الطاقة الثانوي يمثل قيمة عدد الكم الرئيسي، n بينما يمثل العدد في اعلى يمين الرمز sالى عدد الالكترونات الموجودة في هذا المستوى.

قاعدة هوند.

تحدد قاعدة هوند المدارات التي تشغلها الإلكترونات للذرة في حالتها الأساسية.

الحالة الأساسية للذرة: الحالة الأرضية للذرة (وبشكل أكثر عمومًا للنظام) هي أدنى حالة طاقة لها.

قاعدة هوند: في الحالة الأساسية للذرة، تملأ الإلكترونات مستويات الطاقة عن طريق زيادة الطاقة. بالنسبة لمستويات الطاقة المتدهورة (من نفس الطاقة)، تحتل الإلكترونات الحد الأقصى مع الدورات المتوازية.

الفصل الرابع البنية الالكترونية للذرات

التشكيل الالكتروني للذرة

نملأ المدارات (n, m, l) وفقًا لقاعدة Hund. يُشار إلى عدد الإلكترونات في كل مدار بخط مرتفع.

مثال: نعطي بعض التشكيلات الالكترونية لبعض الذرات في حالتها الأساسية:

الكربون $(Z=6) : C : 1s^2 2s^2 2p^2$

الصوديوم $(Z=11) : Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

الحديد $(Z=26) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

إلكترونات التكافؤ

إلكترونات التكافؤ للذرة هي الإلكترونات التي تشغل المدارات ذات أعلى رقم كم رئيسي n و / أو المدارات غير المشبعة.

مثال: إلكترونات الغلافين 2s و2p هي إلكترونات التكافؤ لذرة الكربون. لذلك يحتوي الكربون على أربعة إلكترونات تكافؤ.

أثناء تفاعل كيميائي، تشارك فقط إلكترونات التكافؤ، وبالتالي فإن إلكترونات التكافؤ للذرة هي التي تفسر الخصائص الكيميائية للعنصر الكيميائي.

إلكترونات القلب

سمى الإلكترونات التي لا تنتمي إلى مدارات التكافؤ الإلكترونات الأساسية.

تعتبر الإلكترونات الأساسية أقرب إلى النواة وبالتالي فهي مرتبطة بقوة بالنواة أكثر من إلكترونات التكافؤ.

حالة الايونات

جميع القواعد المنصوص عليها لكتابة التشكيل الإلكتروني للذرة تعمم على الأيونات. الفرق الوحيد هو أنه بالنسبة للأنيونات، يجب وضع المزيد من الإلكترونات على المدارات، وبالنسبة للكاتيونات، يجب إزالة المزيد من الإلكترونات.

1.6.أنيونات

نأخذ على سبيل المثال أيون الفلوريد F^- وللحصول على التشكيل الالكتروني للأيون نتبع الخطوات الاتية.

1 .اكتب التكوين الإلكتروني للذرة المرتبطة، وهنا ذرة الفلور.F

المتوقع: $9F : 1s^2 2s^2 2p^5$

. تضاف الإلكترونات وفقًا لقاعدة Hund. هنا، يحتوي أيون الفلوريد على إلكترون إضافي مقارنة بذرة الفلور: $9F^- : 1s^2 2s^2 2p^6$

2.6.الكاتيونات

نأخذ على سبيل المثال الحديد الثلاثي: Fe^{3+}

1 .اكتب التشكيل الإلكتروني لذرة الحديد.Fe

Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

2 .نقوم بإزالة الإلكترونات الأبعد، أي التي تنتمي إلى الطبقة ذات القيمة الأعلى لـ.n

Fe^{3+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ أي Fe^{3+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^0$