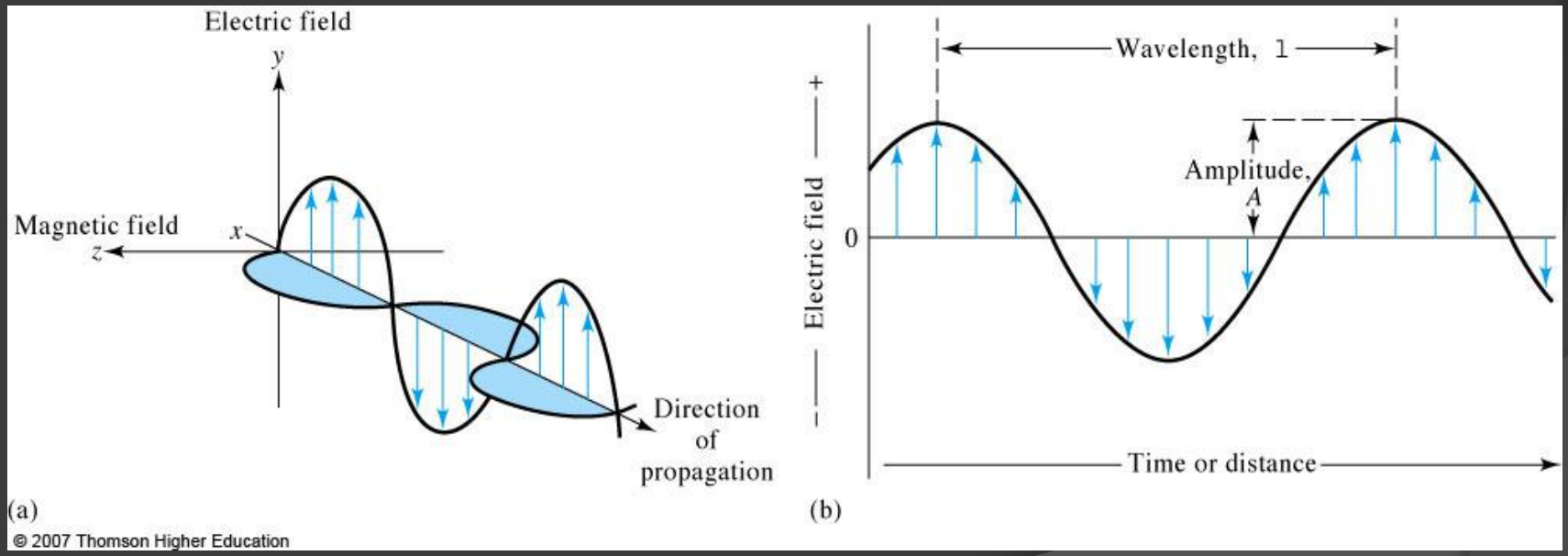
الاشعة الالكترومغناطيسية
Electromagnetic Radiation

- هي نوع من أنواع الطاقة ذات خواص موجية حيث تهتز بشكل عامودي على اتجاه انتشارها.
- تتميز الاشعة بطول موجتها التي تمثل المسافة بين قمتين متتاليتين أو أي نقطتين متماثلتين متتاليتين على مسار الاشعة.



© 2007 Thomson Higher Education

- يمكن وصف الاشعة بترددها.
- تردد الاشعة (ν) frequency :

عدد الموجات المارة بنقطة معينة في الثانية الواحدة (Hz هيرتز)

مثال ١: احسبي العدد الموجي لحزمة من الاشعة تحت الحمراء لها طول موجة مقداره 5.00μm

$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{5.00\,\mu m \times 10^{-4}\,cm/\mu m} = 2000\,cm^{-1}$$

مثال 2: احسبي الطاقة بالجول للاشعة في المثال السابق.

$$E = hc\bar{\upsilon} = 6.63\times10^{-34}\,J\cdot s \times 3.00\times10^{10}\,\frac{cm}{s} \times 2000\,cm^{-1} = 3.98\times10^{-20}\,J$$

$E = h\nu$

E= طاقة الاشعة

h = ثابت بلانك $(6.62\times10^{-34}\ J.s)$

ν= تردد الاشعة (موجة / ثانية)

$\nu = c/\lambda$

c=سرعة الضوء $3.0\times10^{10}\ cm/s$

λ= طول موجة الاشعة

$E = hc/\lambda$

العدد الموجي

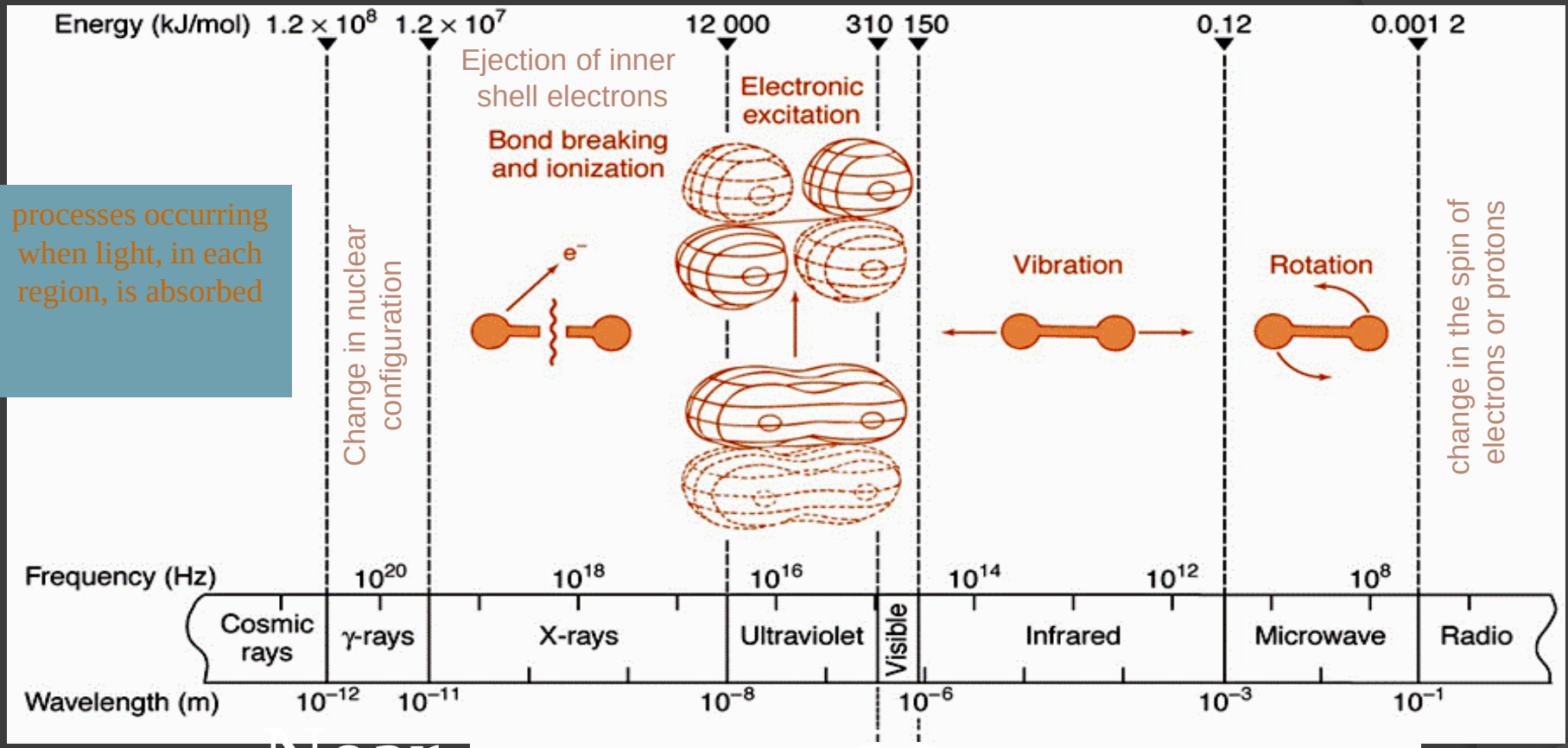
$$\bar{\upsilon} = \frac{1}{\lambda}$$

$$E = h\upsilon = \frac{hc}{\lambda} = hc\bar{\upsilon}$$

يتضح من المعادلة السابقة أنه كلما قصر طول موجة الاشعة كلما زادت طاقتها و زاد ترددها.

تسمى الانواع المختلفة من الاشعة بالطيف الالكترومغناطيسي

processes occurring when light, in each region, is absorbed

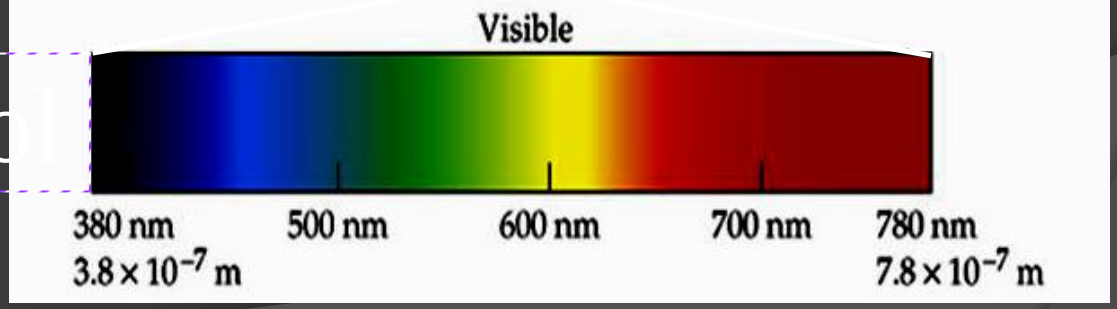


Near

Ultravio

200 nm

et



طيف الانبعاث و طيف الإنبعاث لذرة الهيدروجين

- ما ذا يحدث للذرة عندما تكتسب كمية معينة من الطاقة؟

طيف الإنبعاث لذرة الهيدروجين

عند إمرار تيار كهربي في أنبوبة تحتوي على غاز الهيدروجين وذلك تحت ضغط معين خلال منشور لوحظ الآتي:

١- ذرة الهيدروجين لا تعطي خطوطا متصله و منفصلة من أطوال الموجة من منطقة الأشعة تحت الحمراء إلى منطقة الأشعة فوق البنفسجية

٢- تطلق ذرة الهيدروجين ضوء عند طول موجة معين يعرف بالطيف الخطي

٣- يحتوي الطيف الناتج عن ذرة الهيدروجين في منطقة الضوء المرئي على عدد من الخطوط تعرف بمتسلسلة بالمر

و بعد إكتشاف متسلسلة بالمر تم اكتشاف متسلسلات أخرى في منطقتي الأشعة فوق البنفسجية و تحت الحمراء.

طيف ذرة الهيدروجين يظهر في ثلاث مناطق طيفية

فروض نظرية بوهر

١. يدور الألكترون في غلاف دائري حول النواة
٢. قوى الجذب بين النواة و الإلكترون تعادل قوى الطرد المركزي الناتجة عن دوران الإلكترون بسرعة في مداره
٣. كل غلاف من الأغلفة الموجودة حول النواة يحتوي على كمية ثابتة من الطاقة يرمز لها بالرمز E
٤. طاقة الإلكترون ثابتة في حالة وجوده في مداراته الثابتة و لا يشع طاقة أثناء وجوده في مداراته الثابتة

١. عند انتقال الإلكترون من غلاف خارجي ذات طاقة عالية E2 إلى غلاف داخلي ذات طاقة أقل E1 فان الفرق في الطاقة يشع على صورة خط طيفي واحد طاقته تساوي hυ
٢. يدور الإلكترون في الغلاف إذا كانت كمية حركته الزاوية فيها مضاعفا
٣. بزيادة بعد الغلاف عن النواة تزداد طاقته و كذلك نصف القطر
٤. يمكن التنبؤ بالطيف المشاهد للذرة و حساب انصاف أقطار المدارات و طاقتها على أساس النموذج المقترح لذرة الهيدروجين

قصور نظرية بوهر

١- لم يتمكن من تفسير الأطياف الأكثر تعقيدا للذرات الأخرى غير ذرة الهيدروجين

٢- افترض ان المسارات في ذرة الهيدروجين مسطحة و لكنه بعد ذلك تم اثبات ان للذرة ثلاث اتجاهات في الفراغ

٣- الإلكترونات لها خاصية مزدوجة مثل الضوء لها خاصية موجية و جسيمية و نظرية بوهر لم تهتم بخاصية الإلكترون الموجية

٤- الذرة لاتشع موجات كهرومغناطيسية و الإلكترون طاقته ثابتة و لا يمتص أو يشع طالما موجود في نفس المدار و لا يمكن ان يسقط الإلكترونعلى النواة موجات كهرومغناطيسية و لكن بوهر لم يستطيع تفسير ذلك
٥- لم يتنبأ بوهر بوجود مستويات طاقة فرعية
٦- لم يعطي إجابة على سبب وجود مدارات معينة مسموح بها
٧- نظرية بوهر تشير إلى أنه من الممكن معرفة موضع و سرعة الإلكترون بدقة و هذا لايتفق مع مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

الخاصية الموجية للإلكترون و فرضية دي بروجلي

تنص نظرية دي بروجلي على أن للإلكترون خاصية مزدوجة (الجسمية و الموجية) و افترض تخصيص موجة معينة للإلكترون المتحرك و لهذه الموجة طاقة تعطى من العلاقة

$$Mvr = nh/2\pi$$

قاعدة الشك لهايزنبرج (مبدأ عدم التأكد)

تنص على انه لا يمكن تحديد مكان و حركة أو سرعة الإلكترون في نفس اللحظة بالضبط

أعداد الكم

Quantum number

أعداد الكم

Quantum number

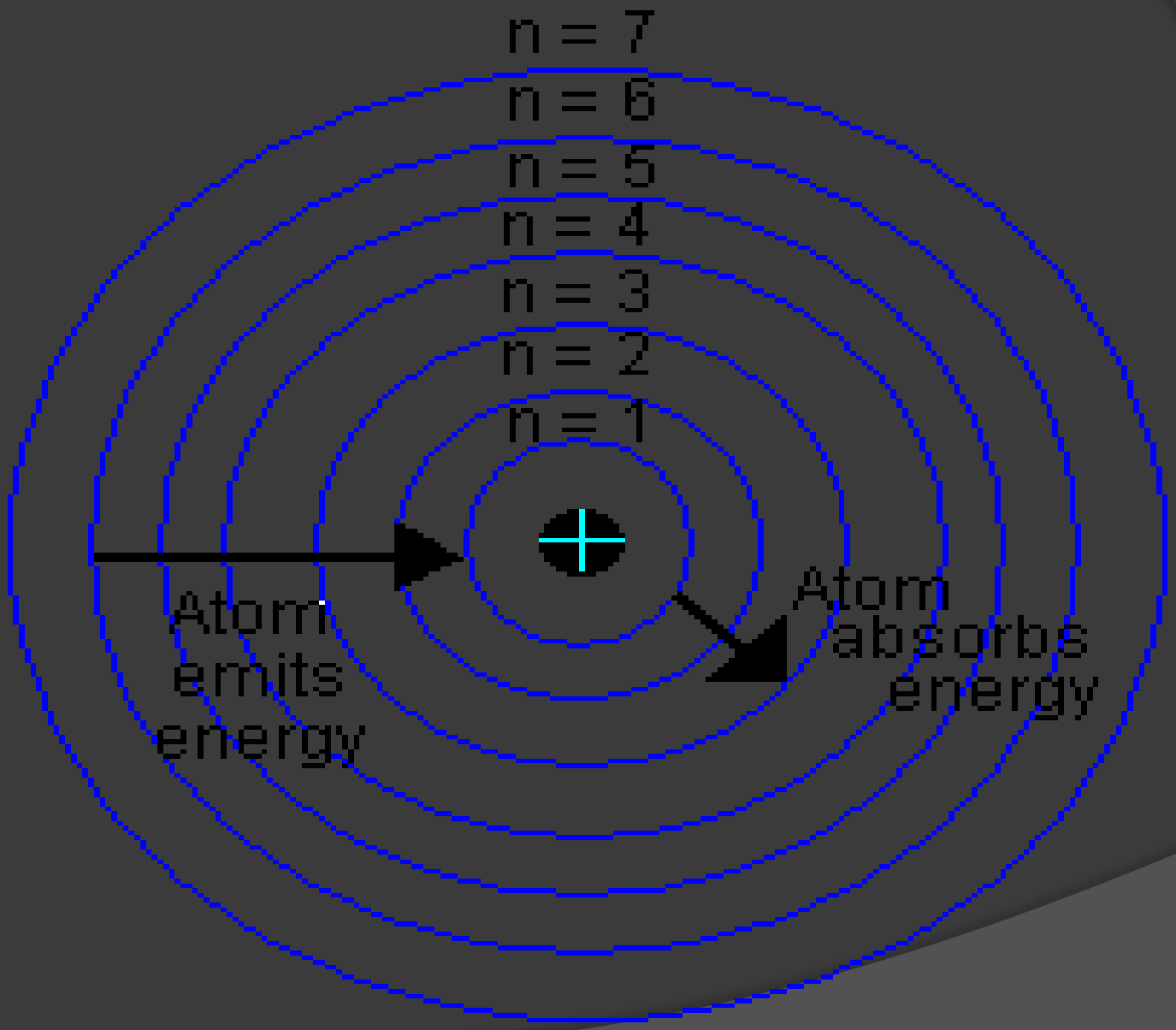
- أعداد تحدد كلاً من:(طاقة، حجم، شكل، اتجاه) المدار الذي يدور فيه الالكترون.

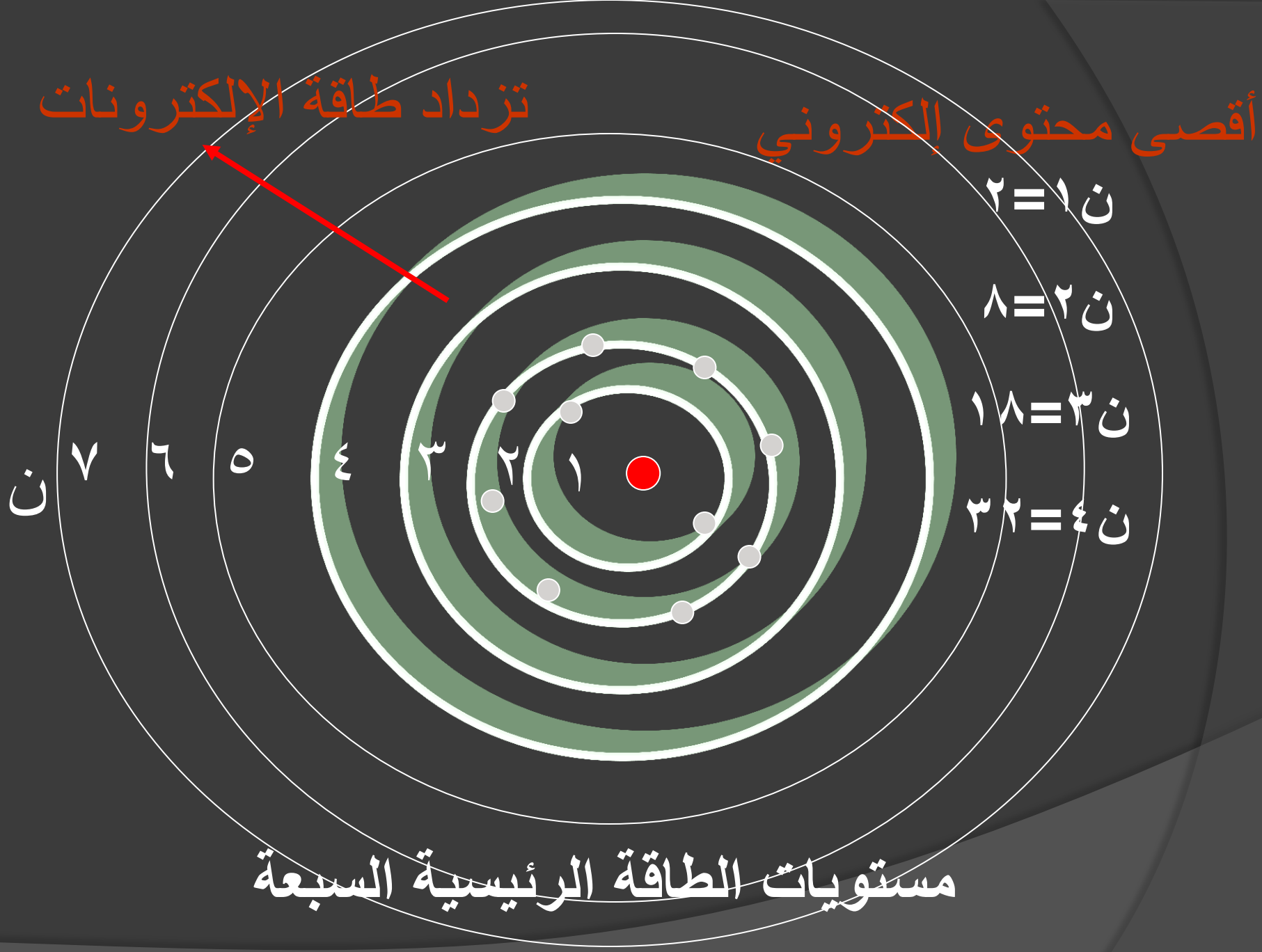
- عدد الكم الرئيسي (n)
- عدد الكم الثانوي (المجالي) (m)
- عدد الكم المغناطيسي (ℓ)
- عدد الكم المغزلي (s)

عدد الكم الرئيسي:

يبلغ عدد المستويات التي تتحرك فيها الإلكترونات حول النواة سبع مستويات عرفت بمستويات الطاقة الرئيسية ورمز لها بالحرف (n) وأطلق على هذا العدد اسم (العدد الكمي الرئيسي) و هو الذي يحدد حجم و طاقة المدار الذي يدور فيه الالكترون، و هو يأخذ قيم صحيحة و موجبة فالمستوى الأول القريب من النواة يأخذ العدد ١، والثاني العدد ٢ وهكذا، كما قد يرمز لها بدل من الأرقام بالأحرف: K, L, M, N, O, P, Q

و يمكن حساب أقصى محتوى إلكتروني لمستوى الطاقة الواحد من العلاقة : $(2n^2)$ وقد تم توزيع الإلكترونات الموجودة في غلاف معين (في مستوى الكم الأساسي) إلى مستويات فرعية يعبر عنها بالرموز s, p, d, f


n = 7
n = 6
n = 5
n = 4
n = 3
n = 2
n = 1
Atom emits energy
Atom absorbs energy



مستويات الطاقة الرئيسية السبعة

عدد الكم الثانوي:

- عدد قيمته تحدد المجال (الغليف) الذي يدور فيه الالكترون، يرمز له بالرمز ℓ.

هذا العدد يحدد شكل المجال الذي يتحرك فيه الالكترون و يرمز له بالرمز (ℓ) و يأخذ القيم (ℓ=0,1,2… n-1) عدد المجالات في كل مستوى رئيسي (n-1). و تأخذ الرموز التالية: (ℓ= s, p, d, f)

ويمكن ايجاد عدد الالكترونات في كل مستوى فرعي كالتالي:

$2(2\ell+1)$

ما القيم الممكنة للعدد الكمي الثانوي (ℓ) لإلكترون الغلاف الثالث.

ما أصغر قيمة للعدد الكمي الرئيسي للغلاف الذي يحتوي على المستويات الفرعية من النوع (S, P).

حددي العدد الكمي الرئيسي (n) و العدد الكمي المجالي (ℓ) للمستوى الفرعي (3d).

عدد الكم المغناطيسي:

هذا العدد قيمته تحدد اتجاه المجال في الفراغ بالنسبة للنواة، و يرمز له (m).

يأخذ القيم التالية: $m= +\ell,\ldots\ldots,0,\ldots\ldots,-\ell$

يمكن معرفة عدد المجالات في كل مستوى فرعي كالتالي: $2\ell+1$

اذا كان العدد الكم الثانوي ($\ell=2$) فأوجدي القيم الممكنة للعدد الكمي المغناطيسي (m)

أوجدي أعداد الكم المغناطيسية (m) لالكترونات المدار الفرعي P

عدد الكم المغزلي:

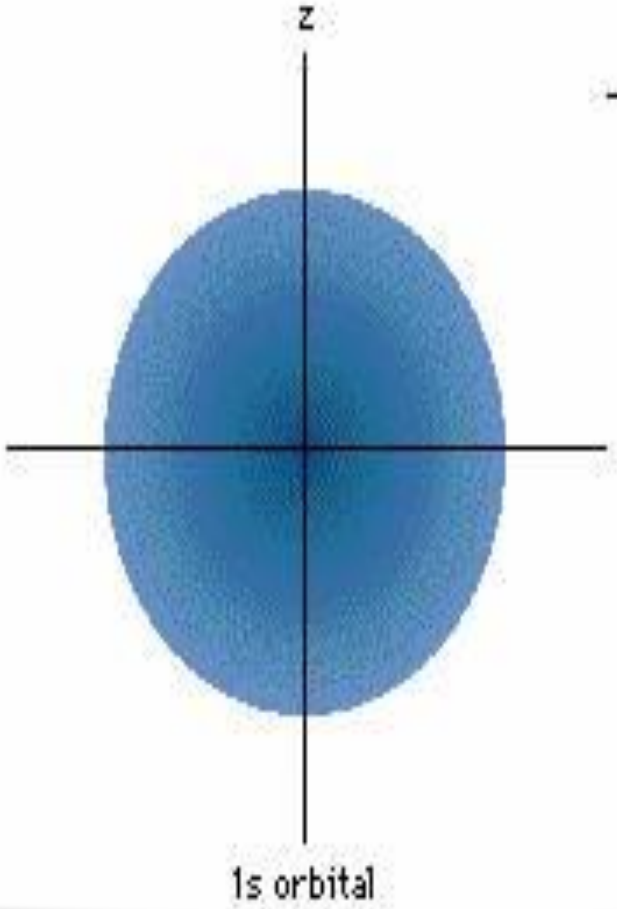
هذا العدد قيمته تحدد اتجاه دوران الالكترون حول نفسه و يرمز له ms أو (s)
و يأخذ القيم التالية:

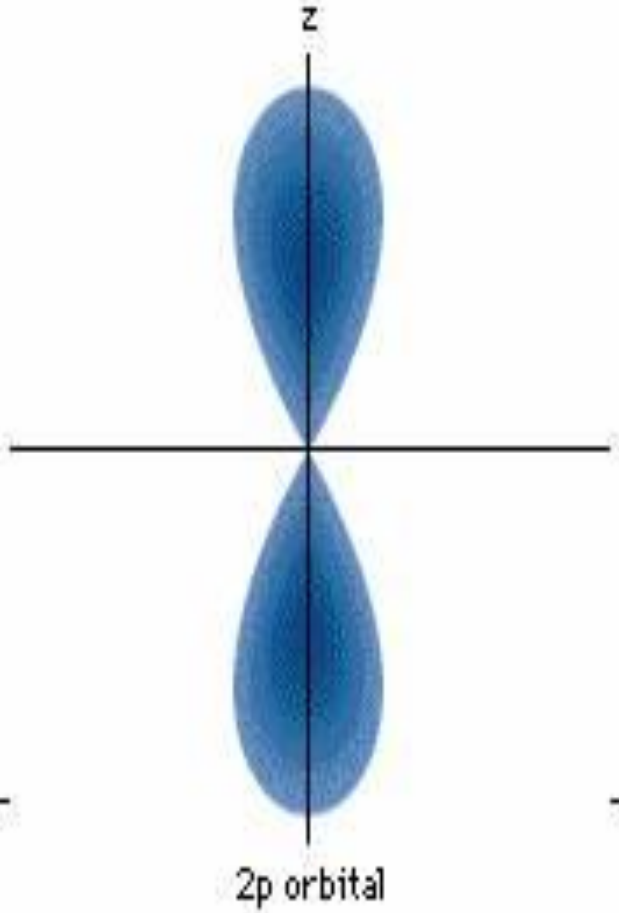
اذا كان دوران الالكترون باتجاه عقارب الساعة فله القيمة:
s= +1/2 ويمثل كالتالي ( )

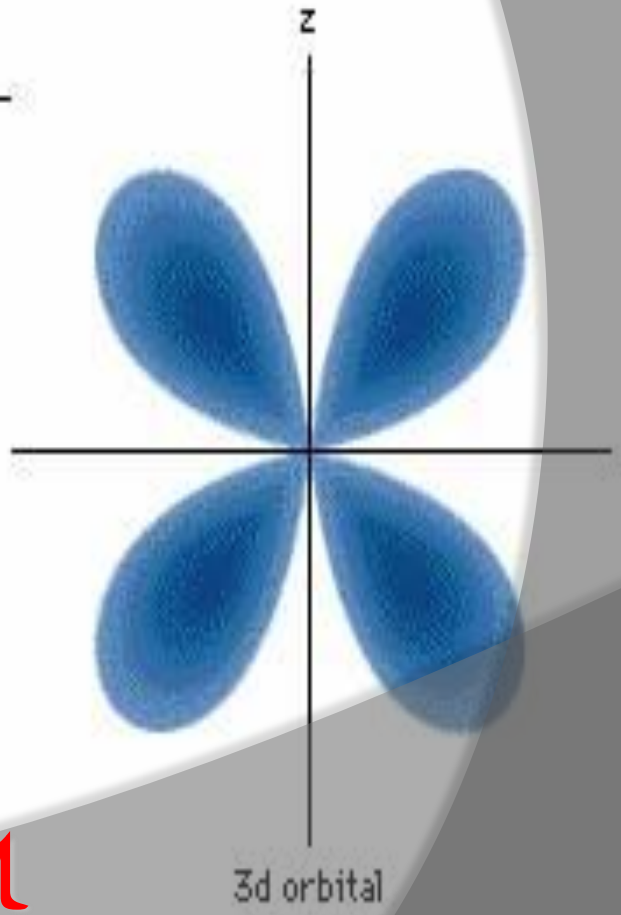
اذا كان دوران الالكترون بعكس اتجاه عقارب الساعة فله القيمة:
s= -1/2 ويمثل كالتالي ( )

أوجدي أعداد الكم الأربعة لالكترونات المستوى $2P^6$

NO electron	n	l	m	s
1	2	1	+1	+1/2
2	2	1	0	+1/2
3	2	1	-1	+1/2
4	2	1	+1	-1/2
5	2	1	0	-1/2
6	2	1	-1	-1/2







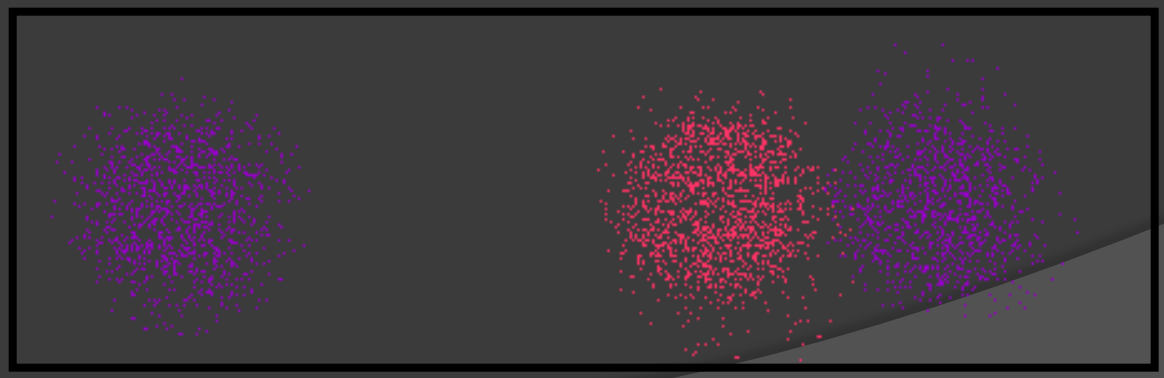
أشكال المدارات الذرية

أشكال المدارات الذرية

Atomic orbitals

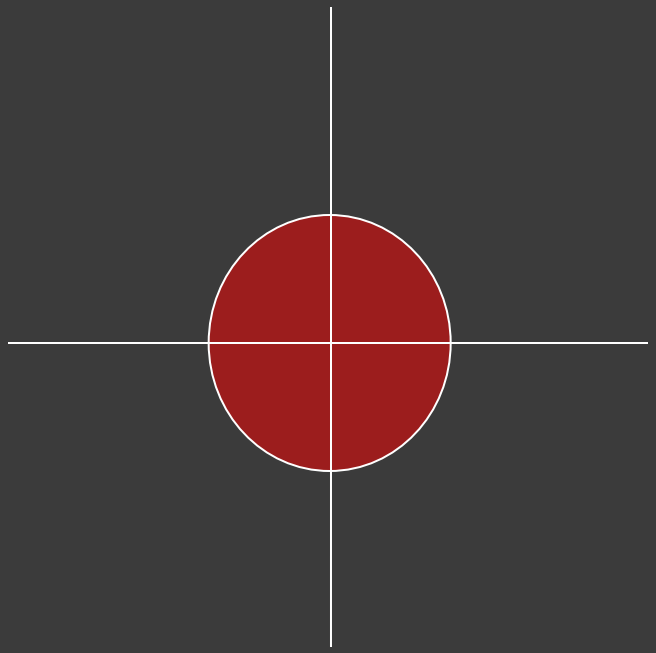
المدار الذري: هو المنطقة من الفراغ حول النواة و يوجد الالكترون بها معظم الوقت.

يصعب تحديد المدارات بدقة و ذلك للطبيعة الموجية للمدار و التي تمنع أن يتخذ شكلاً محدداً.



http://images.google.com/imgres?imgurl=http://www.cem.msu.edu/~reusch/VirtualText/Images/hybrid1.gif&imgrefurl=http://www.cem.msu.edu/~reusch/VirtualText/intro3.htm&usg=__xhYqLG8DunP5cL91sWKib2CxlmI=&h=284&w=432&sz=9&hl=en&start=10&tbnid=JO6l4Pivex4DvM:&tbnh=83&tbnw=126&prev=/images%3Fq%3DAtomic%2Borbitals%26gbv%3D2%26hl%3Den%26safe%3Dactive%26sa%3DG&safe=active

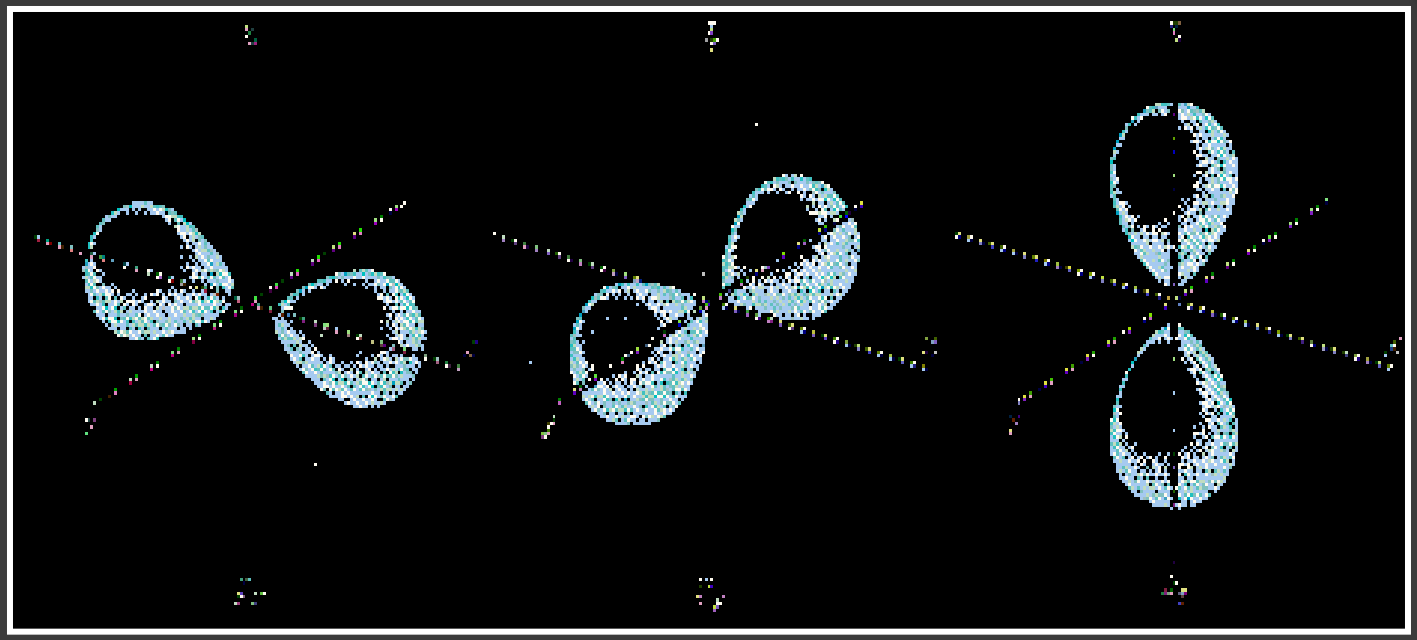
المدار الإلكتروني الكروي S



يتواجد في جميع مستويات الطاقة الرئيسية. و يزداد حجمه و طاقته مع زيادة عدد الكم الرئيسي التابع له.

أقصى محتوى الكتروني (٢ الكترون)

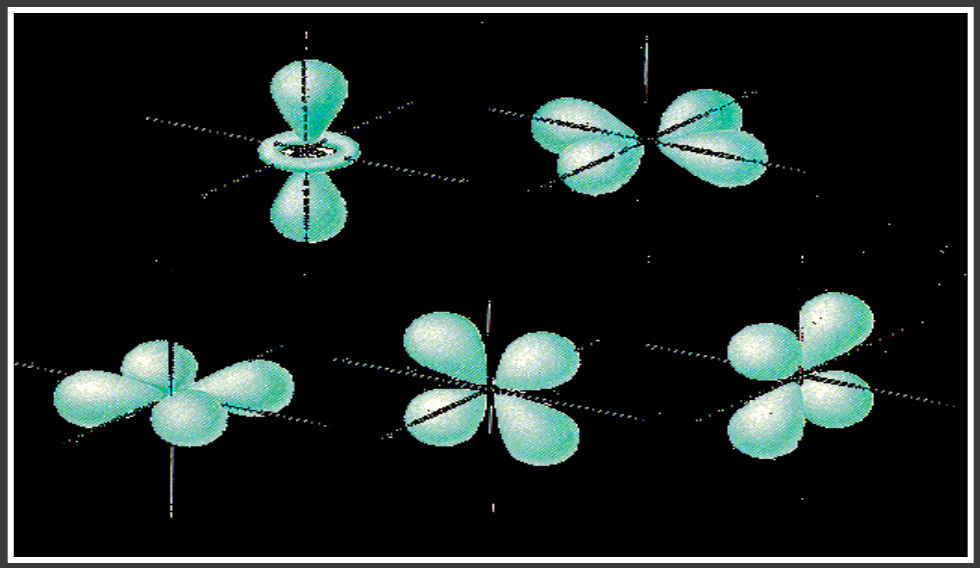
المدار الإلكتروني P



يتواجد في جميع مستويات الطاقة الرئيسية ما عدا الأول.

للمدار الإلكتروني P ثلاث مجالات فرعية كل منها متعامد مع الآخر أقصى محتوى إلكتروني لكل مجال فرعي ٢ فيكون المجموع (٦ إلكترونات)

المجال الإلكتروني d

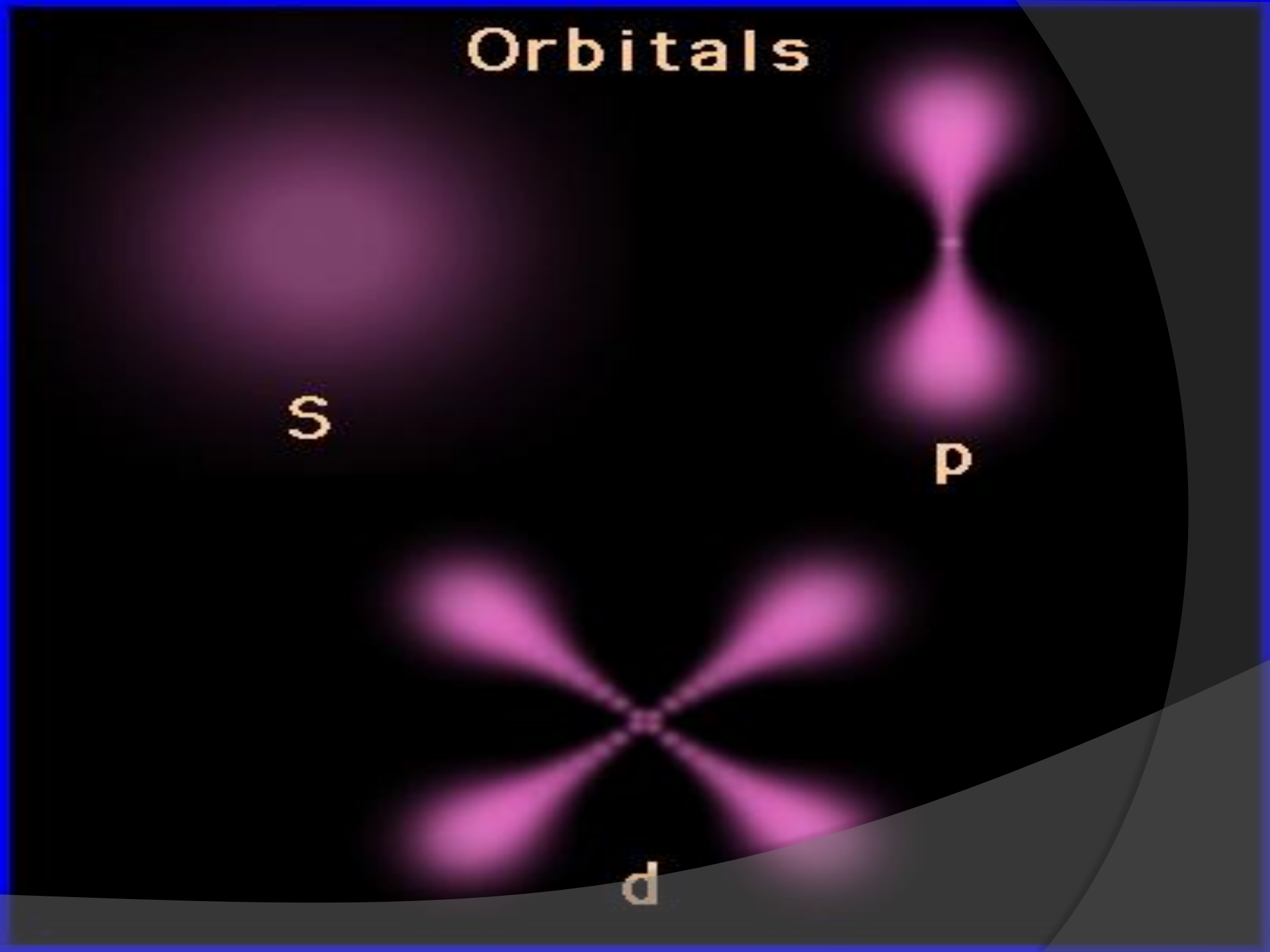


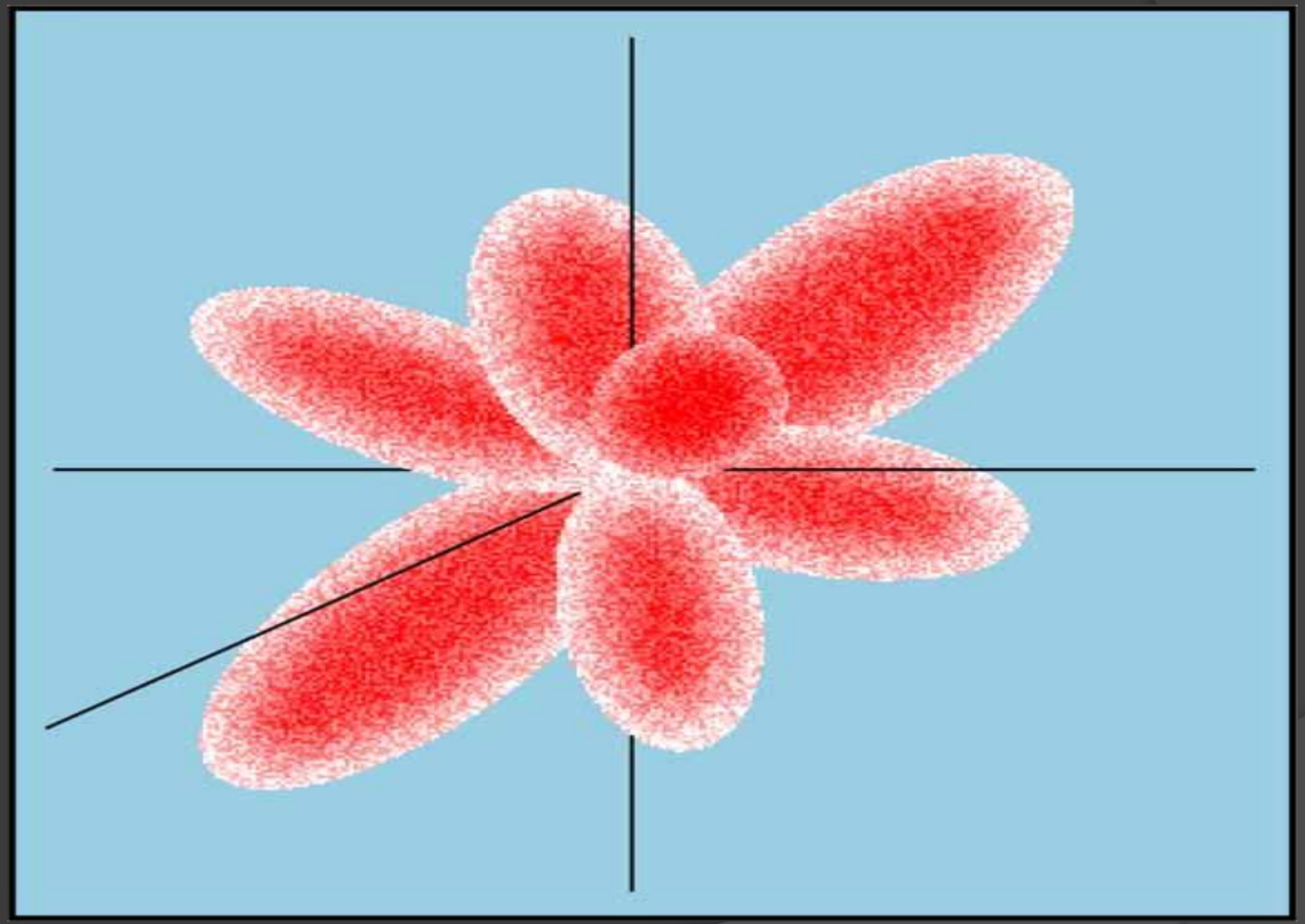
يتواجد في جميع مستويات الطاقة الرئيسية ما عدا الأول و الثاني.

للمجال الإلكتروني d خمس مجالات فرعية لكل منها اتجاه مختلف عن الآخر، و هي معقدة التركيب.

أقصى محتوى إلكتروني لكل مجال فرعي ٢ فيكون المجموع (١٠ إلكترونات)

Orbitals





أوجدي أعداد الكم الأربعة للمستوى الفرعي $3P^3$

NO. electron	n	L	m	s
1	3	1	+1	+1/2
2	3	1	0	+1/2
3	3	1	-1	+1/2

أوجدي أعداد الكم الأربعة للمستوى الفرعي $4d^6$

NO. ELECTRON	n	L	m	s
1	4	2	+2	+1/2
2	4	2	+1	+1/2
3	4	2	0	+1/2
4	4	2	-1	+1/2
5	4	2	-2	+1/2
6	4	2	+2	-1/2

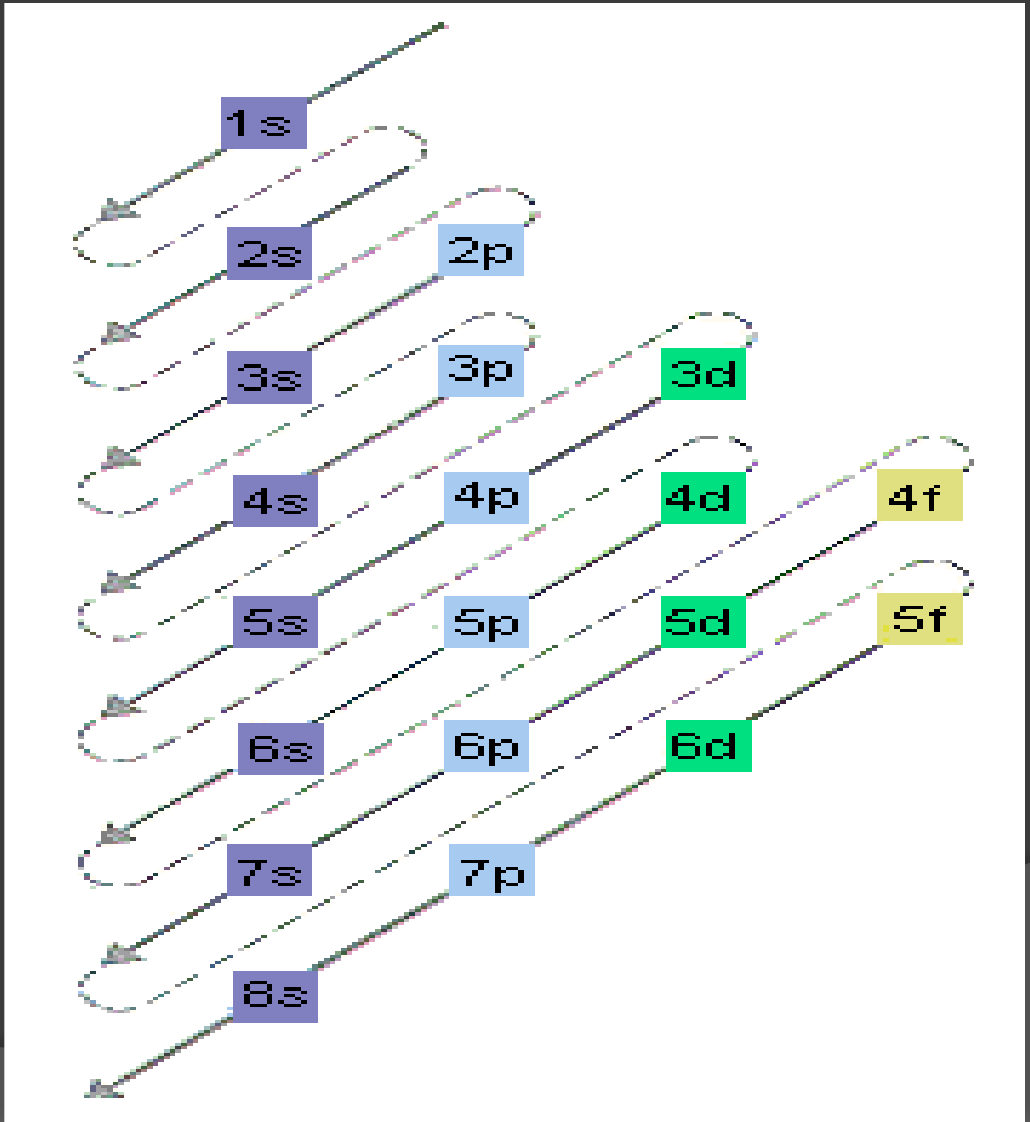
أوجدي أعداد الكم الأربعه للإلكترونات الموجودة في ذرات العاصر التالية3Li

NO. electron	n	L	m	s
1	1	0	0	+1/2
2	1	0	0	-1/2
3	2	0	0	+1/2

$_{8}O$

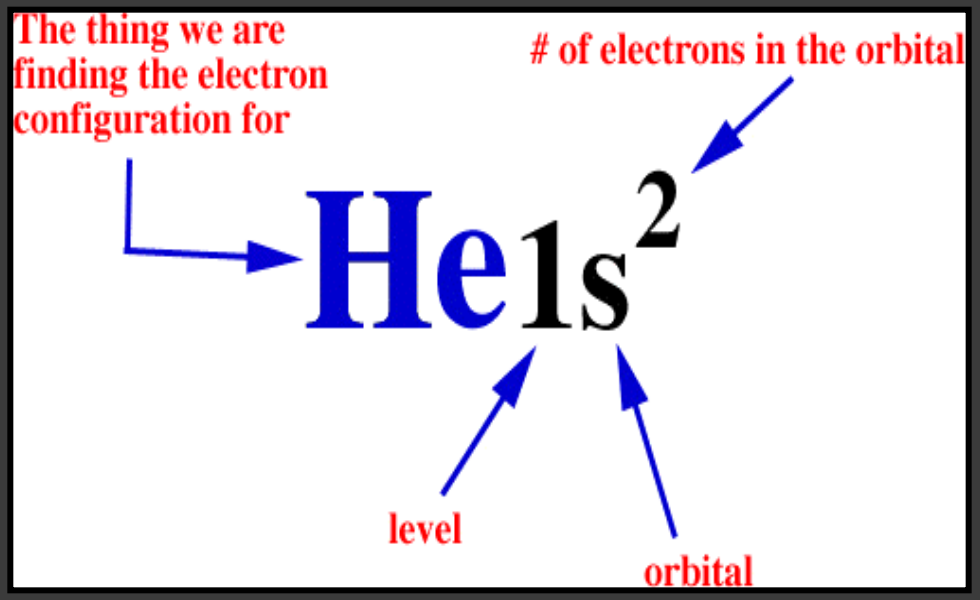
NO. electron	n	L	m	s
1	1	0	0	+1/2
2	1	0	0	-1/2
3	2	0	0	+1/2
4	2	0	0	-1/2
5	2	1	+1	+1/2
6	2	1	0	+1/2
7	2	1	-1	+1/2
8	2	1	+1	-1/2

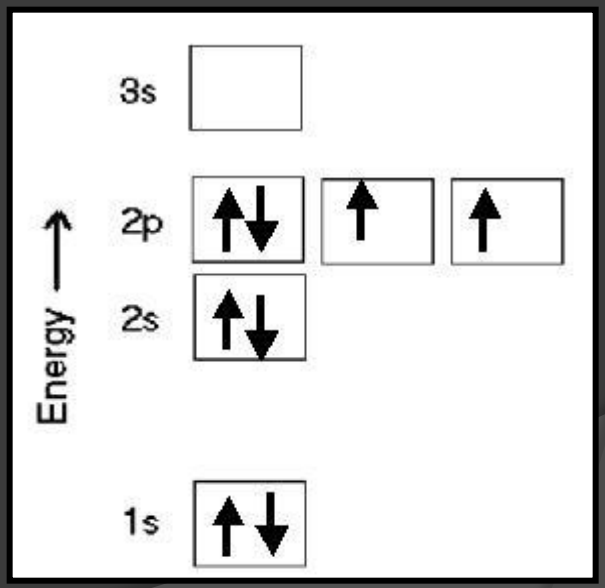
شكل يوضح ترتيب المجالات الإلكترونية من حيث الطاقة من المجال 1s الأقل في الطاقة إلى المجال 8s الأعلى في الطاقة:



التوزيع الالكتروني

The electron configurations





http://images.google.com/imgres?imgurl=http://www.salem.k12.va.us/staff/sjones/chemweb/electron/helium.gif&imgrefurl=http://www.salem.k12.va.us/staff/sjones/chemweb/electron/electron.htm&usg=__unMg2WeXZ_tYsX89W_DA_-0HFps=&h=257&w=503&sz=10&hl=en&start=26&tbnid=HT-Nrd63zUmCbM:&tbnh=66&tbnw=130&prev=/images%3Fq%3DThe%2Belectron%2Bconfigurations%26gbv%3D2%26ndsp%3D20%26hl%3Den%26safe%3Dactive%26sa%3DN%26start%3D20&safe=active

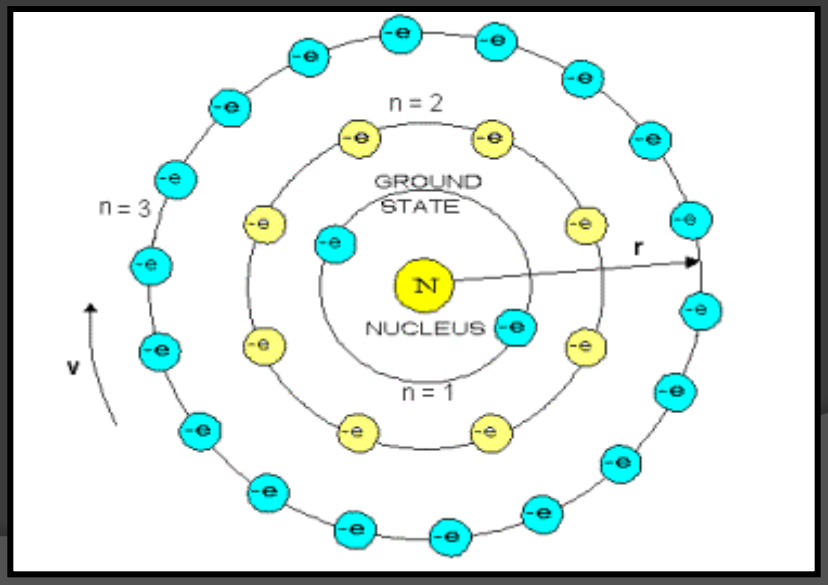
قواعد توزيع الالكترونات في الذرة

١ـ قاعدة الطاقه:

يتم مليء المدارات الأقل في الطاقة فالأعلى.

١ـ١: تسمى الالكترونات في الأغلفة تحت الغلاف الخارجي الكترونات اللب أو القلب، وتستخدم العناصر الخاملة للدلالة على الكترونات القلب.

١ـ٢: يطلق على الالكترونات في المدارات الخارجية (مدارات التكافؤ) بالكترونات التكافؤ والتي تلي الترتيب الالكتروني لأقرب غاز خامل للعنصر.



[He]2 $\leftrightarrow 1s^2$

[Ne]10 $\leftrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$

[Ar]18 $\leftrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

[Kr]36 $\leftrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

١-٣: بعض العناصر (مثل Mo, Cu , Cr) تمثل شذوذ عن القاعدة العامة في الترتيب الالكتروني ومن المحتمل أن هذه العناصر تتخذ هذا النوع من الترتيب بسبب أن المدارات نصف الممتلئة أو الممتلئة بالكلية تملك قدراً كبيراً من الثبات والاستقرار.

العنصر	التركيب المتوقع حسب مبدأ الطاقة	التركيب الفعلي المستقر
$_{24}Cr$	$[Ar]3d^4 4s^2$	$[Ar]3d^5 4s^1$
$_{29}Cu$	$[Ar]3d^9 4s^2$	$[Ar]3d^{10} 4s^1$

٤ـ يكتب التوزيع الالكتروني للأيونات السالبه أو الموجبه للعناصر المختلفة بنفس الطريقة السابقة .

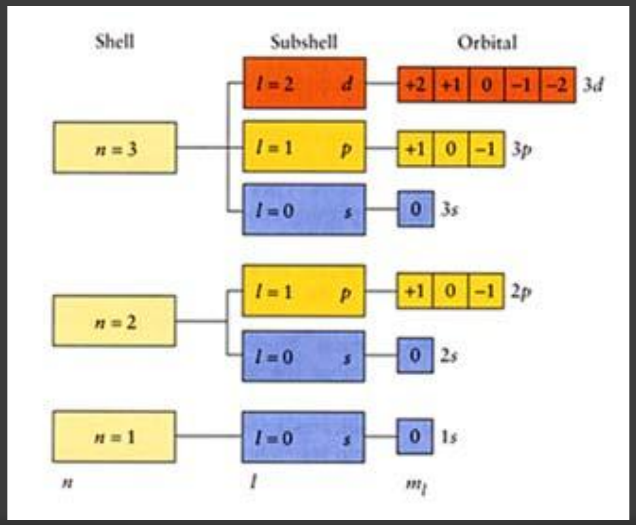
العنصر أو الأيون	العدد الذري	التوزيع الإليكتروني
S	١٦	[Ne] 3s2,3p4
S^{-2}	16	[Ne] 3s2,3p6

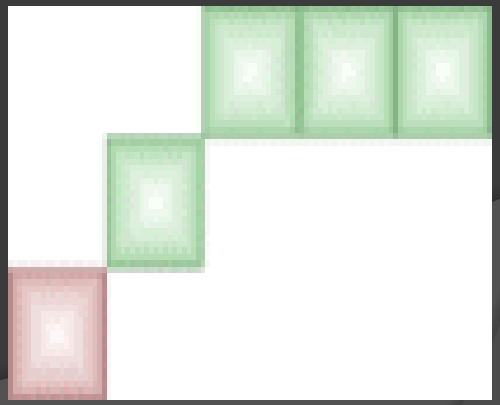
مبدأ الأستبعاد لباولي Pauli exclusion principle:

لا يمكن لأي الكترونين في مجال واحد أن يكون لهما نفس أعداد الكم الأربعة .

قاعدة هوند Hund,s Rule:

الالكترونات لا تتزاوج (تكون على هيئة زوج) في المدار أو تحت الغلاف الواحد، إلا إذا كان عددها أكبر من عدد الدارات المكونة لتحت الغلاف.





http://images.google.com/imgres?imgurl=http://www.blobs.org/science/chemistry/option2.gif&imgrefurl=http://www.blobs.org/science/article.php%3Farticle%3D11&usg=__gBa9fdFLmmuFkoqS1Tkk0z_Q-4Y=&h=62&w=103&sz=18&hl=en&start=85&tbnid=1IbWLaKADJCtuM:&tbnh=50&tbnw=83&prev=/images%3Fq%3DHund%2527s%2BRule%26gbv%3D2%26ndsp%3D20%26hl%3Den%26safe%3Dactive%26sa%3DN%26start%3D80&safe=active

The Magnetic properties الصفات المغناطيسية

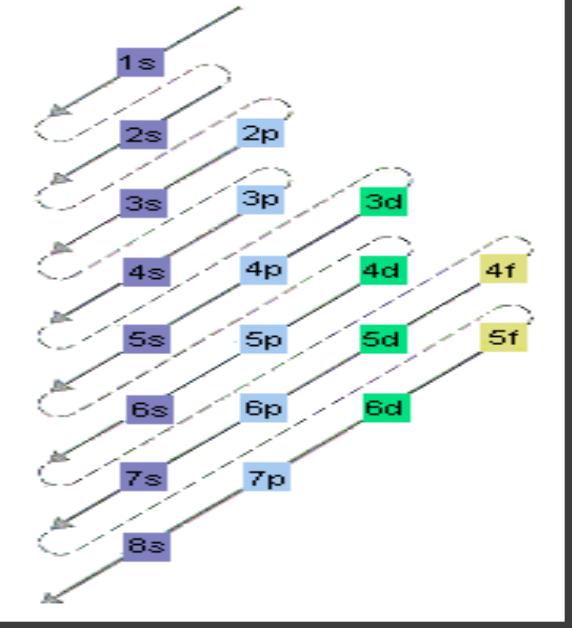
Example	electron notation	orbital notation
hydrogen	$1s^1$	
helium	$1s^2$	
lithium	$1s^2\ 2s^1$	
beryllium	$1s^2\ 2s^2$	
boron	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	

أمثلة:

اكتبي التوزيع الإلكترونى للعناصر التالية :

I_{53} Ar_{36} Sc_{21} Na_{11} C_{6}

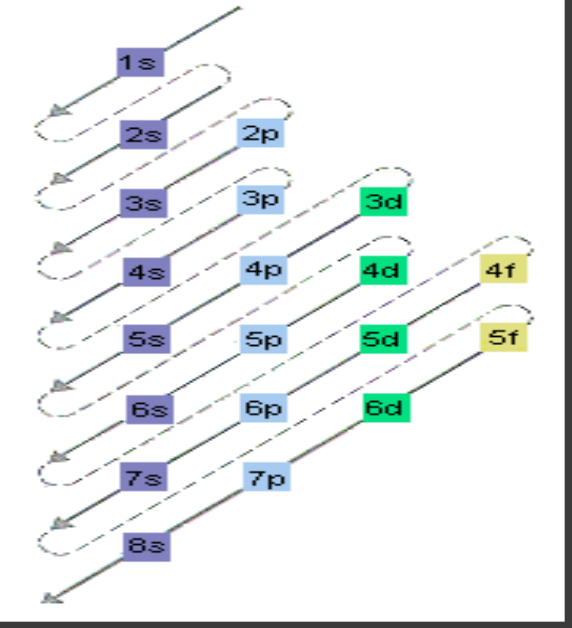
صنفي العناصر التي تمت كتابة التوزيع الالكتروني لها حسب صفاتها المغناطيسية



$$C_{6} : 1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{2}$$

$$Na_{11} : 1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{6}\ 3S^{1}$$

$$Sc_{21} : 1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{6}\ 3S^{2}\ 3P^{6}\ 4S^{2}\ 3d^{1}$$



2 2 6 2 6 2 10 6

Kr $_{36}$: 1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4P

2 2 6 2 6 2 10 6 2

I $_{53}$: 1S 2S 2P 3S 3P 4S 3d 4P 5S

10 5

4d 5P

أي الغليفات التالية غير موجود 2p, 1p, 3d, 4s

أي تحت الأغلفة التالية غير موجود 3d, 3f, 4p

- كم عدد الإلكترونات التي يستوعبها المدار الفرعي 5d ؟
- أي من الغليفات التالية له طاقة أكبر

١- 3s , 3p

٢- 2s , 3s

٣- 4d, 5s

عدد الكتله ٣٦

العدد الذري ١٧

- أكتبي التوزيع الإلكتروني لـ Cl^{-}
و لـ $^{٧٠}_{٣١}Ga^{+3}$
- وحددي خواصه المغناطيسية و كم عدد الإلكترونات و البروتونات و النيترونات

- ماذا يحدث عندما ينتقل إلكترون من 5s إلى 3d هل يفقد أم يكتسب طاقة