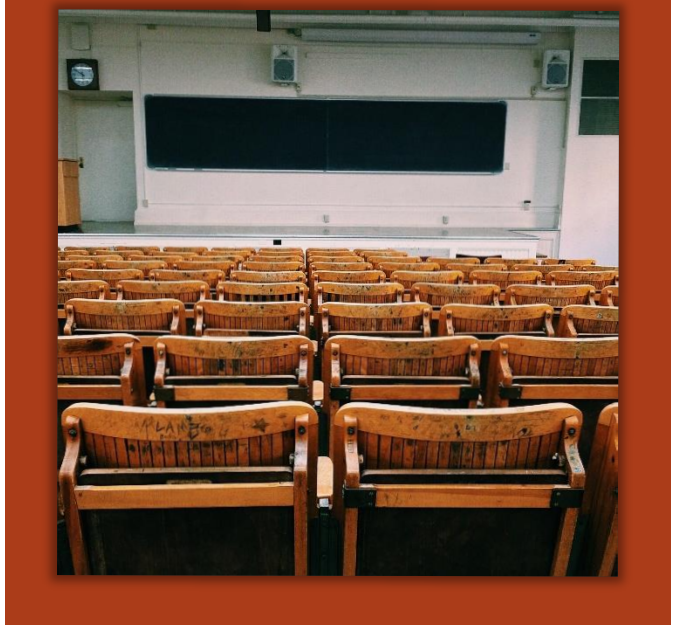
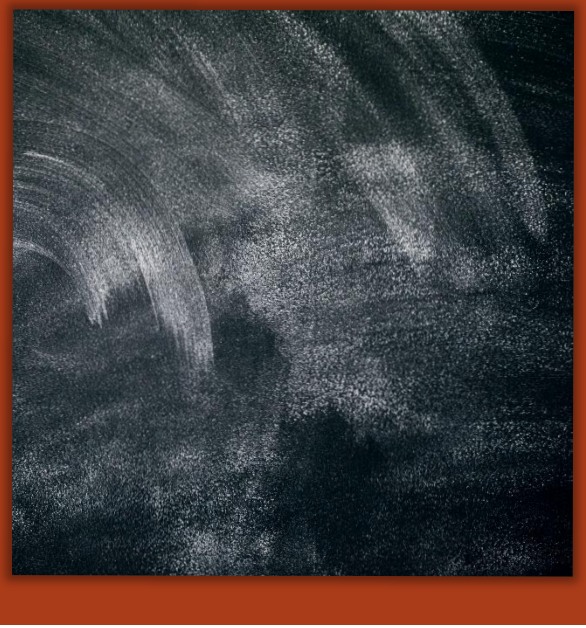
Start of the year





الكيمياء الغير عضوية
لطلاب المستوى الأول
شعبة عامة

المحاضرة الأولى

أستاذ المقرر

أ.د. إيناس مكاوى د. أحمد محمود

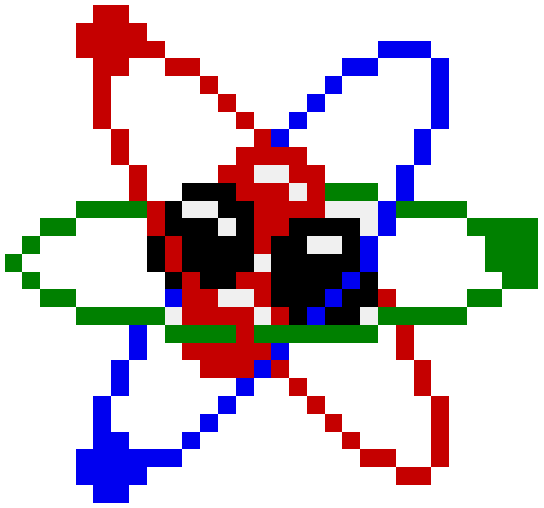
الكيمياء غير العضوية

Inorganic Chemistry

الذرة

•بنية الذرة:

- الذرة هي أصغر وحدة بنائية للمادة وللتعرف على بنية الذرة يجب في البداية تناول بعض الفروض والنظريات التي وضعها العلماء للتعرف عليها وعلى مكوناتها.



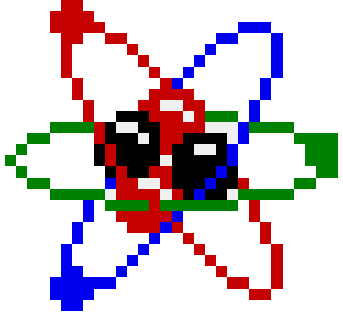
- ✓نظرية دالتن
- ✓نموذج طومسون
- ✓نموذج راذر فورد
- ✓نموذج بور
- ✓النظرية الذرية الحديثة

نظرية دالتن

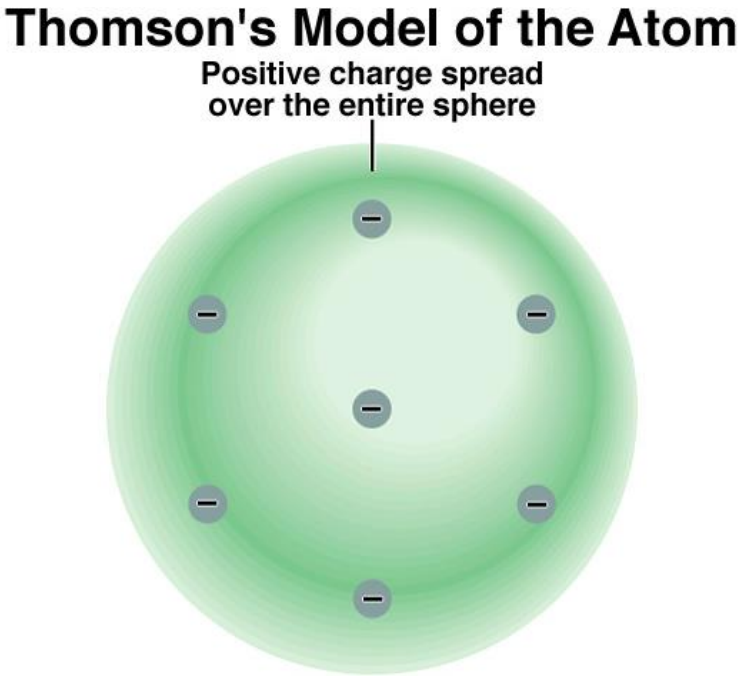
- أعطى تفسير لقانوني بقاء المادة والنسب الثابتة من خلال فروض نظريته التالية:

1. تتكون المادة من جسيمات صغيرة صلبة لا تفنى ولا تتغير تسمى ذرات.
2. ذرات العنصر الواحد متماثلة في الشكل والحجم والكتلة وتختلف عن ذرات العناصر الأخرى في الشكل والحجم والكتلة.
3. الذرة أصغر جزء في المادة يدخل التفاعلات الكيميائية.
4. تتكون المركبات الكيميائية من ذرات لعناصر مختلفة متحدة بنسب وزنية ثابتة.
5. لا تنقسم الذرات أثناء التفاعلات الكيميائية.

نموذج طومسون



- اكتشف وأثبت وجود الالكترونات.
- تتكون الذرة من كرة من الكهرباء الموجبة مغروس بها عدد من الالكترونات لضمان الحيود الكهربائي.
- الذرة متعادلة كهربيا.

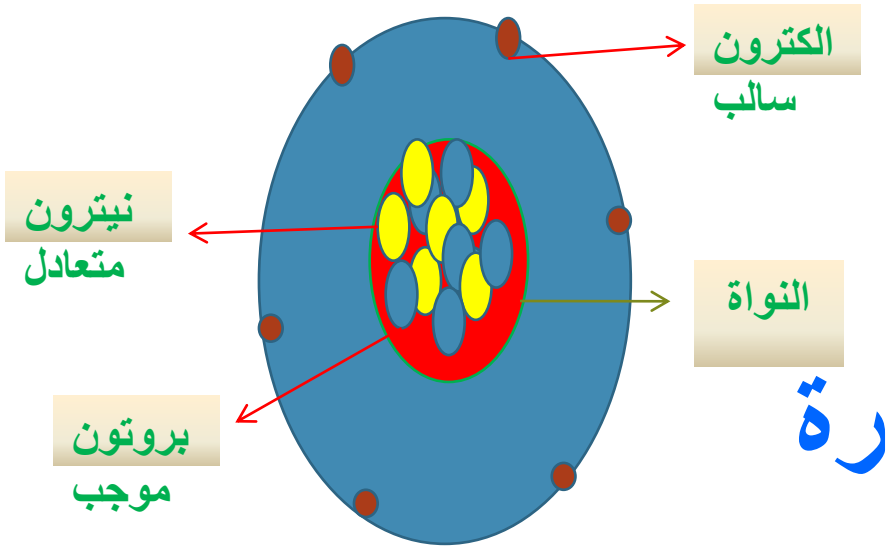


نموذج رادرفورد

1. معظم الذرة تنتشر في الفراغ.
2. يوجد في وسط الذرة جسيم صغير جداً وعالي الكثافةَ يسمى النواة.
3. النواة صغيرة الحجم ثقيلة في الوزن تحوي جسيمات موجبة الشحنة تسمى البروتونات.
4. بما أن الذرة متعادلة والنواة موجبة الشحنة لذلك يدور حول النواة الكترونات سالبة الشحنة في مدارات تبعد عنها مسافات كبيرة.
5. يرجع ثبات الذرة الى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه متساويتين في المقدار هما قوة جذب النواة للالكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة.

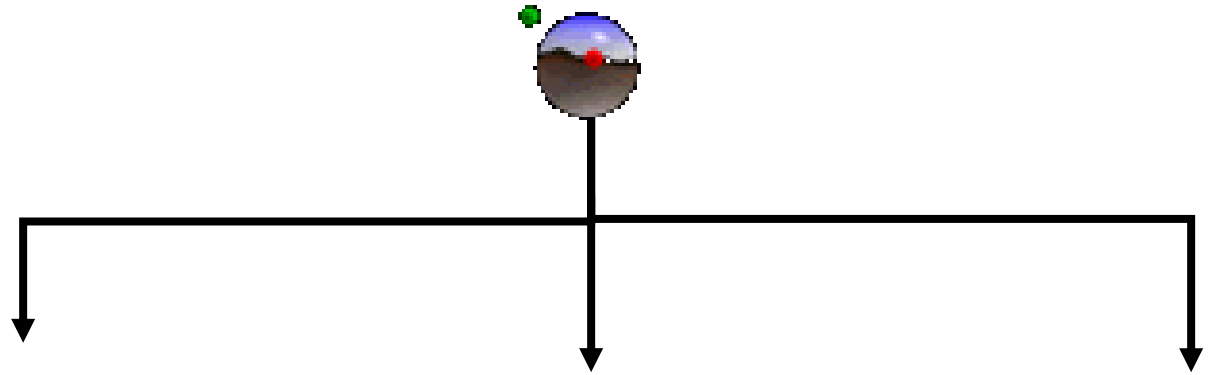
نموذج راذر فورد

- قدر راذر فورد قطر النواة بحوالي 1×10^{-8} cm وكثافة مقدارها 1×10^{-14} g/cm^3.
- دوران الالكترونات حول النواة يكون تحت تأثير قوتين هما قوة تجاذب الشحنات الموجبة مع الشحنات السالبة وقوة الطرد المركزي الناتجة عن حركة الالكترونات الدورانية السريعة حول النواة وهذا ما يفسر بقاء الالكترونات ثابتة في مداراتها.
- بقي افتراض راذر فورد حتى ظهر العالم شادويك الذي اكتشف النيوترونات مما أتاح التصور الحديث للذرة.



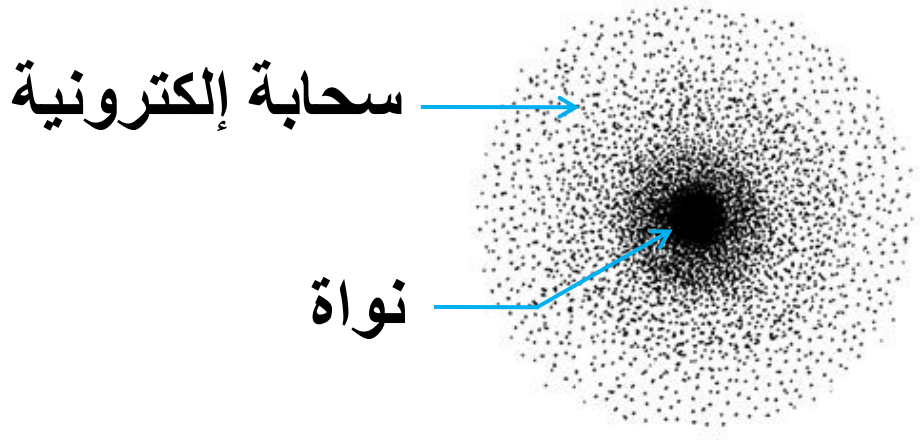
مكونات الذرة

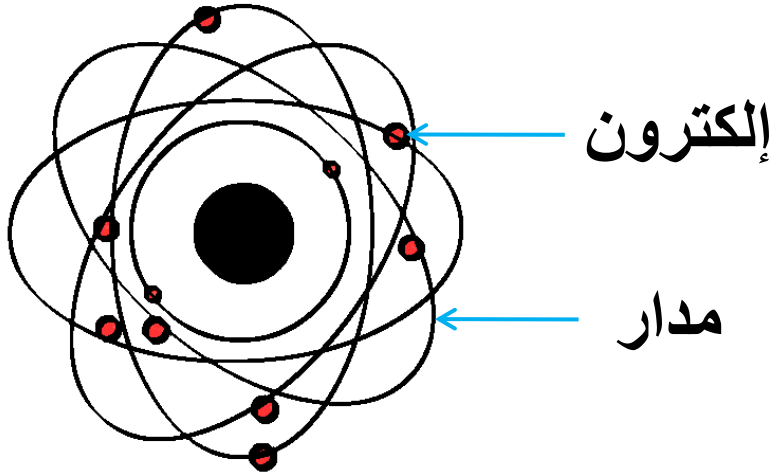
من اهم مكونات الذرة



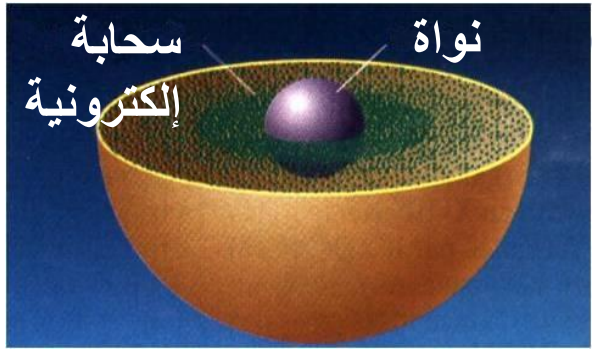
البروتونات النيوترونات الإلكترونات

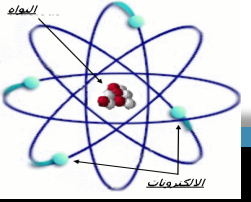
مكونات الذرة





النموذج الحالي (شرودينكير و دوبروكلي) نموذج سابق للذرة (بوهر و بيران)

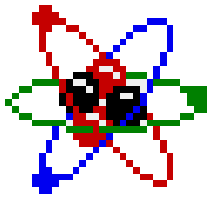




التصور الحديث للذرة

يفترض أن الذرة تتكون من قسمين أساسيين:

1. النواة: جسيم صغير في الحجم موجب الشحنة ثقيل الوزن يمثل 99.9% من وزن الذرة تقريباً وتحتوي على:



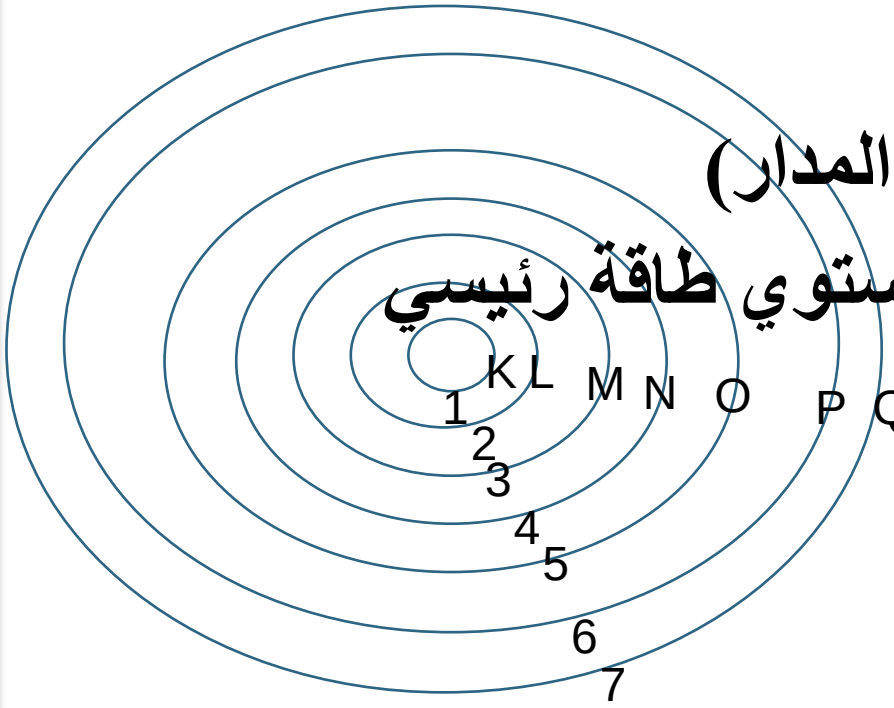
البروتونات: جسيمات موجبة الشحنة وثقيلة في الوزن توجد داخل النواة، وهي الجسيمات المسؤولة عن نوع العنصر، فالعناصر تختلف باختلاف عدد البروتونات.

النيوترونات: جسيمات متعادلة الشحنة ثقيلة في الوزن تعادل كتلة البروتونات تقريباً وباختلاف عددها في ذرات العنصر الواحد يتشكل ما يعرف بالنظائر، ويعتقد أن للنيوترونات دور كبير في استقرار ذرات العناصر.

2. المحيط الخارجي: مجموعة من المستويات تسمى مدارات تتحرك فيها الالكترونات حول النواة بسرعة عالية جداً وحجم المحيط الخارجي للذرة كبير جداً اذا ما قورن بحجم النواة.

الالكترونات: دقائق سالبة الشحنة خفيفة الوزن حيث أن كل 2000 الكترون تقريبا تعادل بروتون أو نيوترون واحد فقط وتدور حول النواة بدون توقف و بسرعة كبيرة يصعب تحديد مسارها و تكون سحابة إلكترونية حول النواة.

أعداد الكم

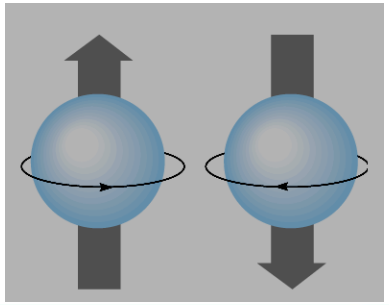


- **عدد الكم الرئيسي n:**
  - ❑يحدد بعد الالكترون عن النواة(أي حجم وطاقة المدار)
  - ❑يرمز له بالرمز n حيث ترمز كل قيمة ل n لمستوي طاقة رئيسي
  - ❑يأخذ قيم صحيحة من 1الي ما لانهاية (∞)
- **عدد الكم الثانوي l:**
  - ❑يحدد شكل المدار
  - ❑يرمز له بالرمز l
  - ❑يأخذ قيم صحيحة (l =0, 1,2,……n-1)
  - ❑تحدد قيمه عدد مستويات الطاقة الثانوية في مستوي الطاقة الرئيسي

قيمة ℓ	رمز ℓ
0	S
1	p
2	d
3	f

أعداد الكم

- **عدد الكم المغناطيسي m:**
- يحدد اتجاه المدارات في الفراغ ويرمز له بالرمز m وتاخذ القيم من l - الي 0 الي l +
- **عدد الكم المغزلي m_s:**
- يحدد اتجاه دوران الالكترون حول محوره اما في اتجاه عقارب الساعة او عكسها وياخذ القيم $\pm 1/2$



عدد الكم الرئيسي n	عدد الكم الثانوي ℓ	عدد الكم المغناطيسي m	عدد الكم المغزلي ms
1,2,3,4,.....∞	0,1,2,3, ...(n-1)	-ℓ,....., 0,.....+ℓ	± 1/2

مستويات الإلكترونات

تتوزع الإلكترونات في المحيط الخارجي للذرة في سبع مستويات رئيسية تسمى مستويات الطاقة.

رقم المستوى	رمزه	سعته للالكترونات
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	50
6	P	72
7	Q	98

أقصى سعة للمستوى من الالكترونات يساوي $2n^2$ حيث n رقم المستوى.

العدد الذري

هو عبارة عن عدد البروتونات في الذرة.

- البروتونات موجبة الشحنة وبما أن الذرة متعادلة يكون عدد الالكترونات في الذرات المتعادلة مساوي لعدد البروتونات أي العدد الذري.
- تختلف كل ذرة عنصر عن الأخرى بعدد بروتوناتها هذا يعني أن عدد البروتونات في الذرة هو الذي يحدد نوع تلك الذرة.
- مثلا:

ذرة الهيدروجين تحتوي على 2 بروتون.

ذرة الأكسجين تحتوي على 8 بروتونات.

العدد الكتلي

هو عدد الجسيمات الثقيلة والموجودة في النواة أي أنه مجموع عدد البروتونات وعدد النيوترونات.

العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

-لكل ذرة رمزها الخاص ويكتب على يساره من أعلى العدد الكتلي ومن أسفل العدد الذري.

$$^{27}_{13}Al$$

النظائر

- هي عبارة عن ذرات العنصر المتماثلة في العدد الذري ومختلفة في العدد الكتلي.
- تتماثل في عدد البروتونات وتختلف في عدد النيوترونات.
- مثل:
- الكربون $^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$
- النحاس $^{65}_{29}Cu$ $^{63}_{29}Cu$

الوزن الذري

- مهما كانت كتلة ذرة العنصر تعتبر صغيرة جداً على مقاييس الكتل لذلك اعتبر العلماء ذرة الهيدروجين أصغر ذرة ووزنها واحد وحدة الكتل الذرية (1 u) حيث u وحدة الكتل الذرية وتم تقدير وزن الذرات بالنسبة لها.
- فمثلاً كتلة ذرة الهيليوم تعادل كتلة ذرتي هيدروجين أي 2 u والكربون يعادل 12 ذرة هيدروجين.
- بعد ذلك اعتمد نظير الكربون ^{12}C كأساس في قياس الأوزان الذرية للعناصر وبذلك تصبح وحدة الكتل الذرية u تساوي 1/12 من كتلة ذرة الكربون.
- كلور 35.5 نحاس 63.5 حديد 55.8

حساب الوزن الذري للعناصر

- الكتل الذرية للعناصر تحتوي على كسور وليست أعداداً صحيحة مع أن عدد البروتونات والنيوترونات صحيح !؟؟
- يرجع ذلك لأن الأوزان الذرية تأخذ في الحسبان نظائر العناصر الموجودة في الطبيعة ونسبة تواجد تلك النظائر (الوفرة النسبية).
- وعليه الوزن الذري لأي عنصر هو المعدل الموزون للكتل الذرية لنظائره.
- المثال التالي يوضح كيفية حساب الوزن الذري.

مثـــــال:

احسب الوزن الذري لعنصر البورون اذا علمت أن لعنصر البورون نظيران هما ^{10}B ويتواجد بوفرة نسبية تساوي 19.9% وكتلته تساوي 10.013 u والنظير الثاني ^{11}B ويتواجد بوفرة نسبية تساوي 80.01% وكتلته تساوي 11.009 u

الحل : كل 100 ذرة بورون يتواجد منها 19.9 على شكل ^{10}B والباقي ^{11}B

نحسب كتلة كل ذرة كما يلي:

كتلة ذرة ^{10}B = 0.199 x 10.013 = 1.99 u

كتلة ذرة ^{11}B = 0.801 x 11.009 = 8.82 u

الوزن الذري للبورون = 1.99 + 8.82 = 10.81 u

الوزن الجزيئي

✓يمكن حساب الأوزان الجزيئية للمركبات الكيمائية بعد حساب الأوزان الذرية للعناصر المكونة للمركب وذلك بأخذ مجموع حاصل ضرب عدد كل نوع من الذرات في كتلته الذرية.

- **مثـــال:** احسب الوزن الجزيئي لغاز ثاني أكسيد الكربون CO_2؟

Carbon C = 1 x 12 = 12

Oxygen O = 2 x 16 = 32

الوزن الجزيئي = 12 + 32 =44

- **مثـــال:** احسب الوزن الجزيئي لمادة كبريتات الألومنيوم $Al_2(SO_4)_3$ اذا علمت أن (Al = 27 ,S = 32 ,O = 16)
- **الحـــل:**

Al = 2 x 27 = 54
S = 3 x 32 = 96
O = 3 x 4 x 16 = 192

الوزن الجزيئي = 54 + 96 + 192 = 342

ظاهرة النشاط الإشعاعي

الإشعاعات الناتجة عن النشاط الإشعاعي لبعض العناصر ثلاثة أنواع:

1. دقائق ألفا: موجبة الشحنة تتكون من 2 بروتون و 2 نيوترون (تشبه تركيب نواة ذرة الهيليوم).
2. دقائق بيتا : عبارة عن الكترونات سالبة الشحنة.
3. أشعة جاما : موجات كهرومغناطيسية عالية الطاقة تشبه أشعة X.

التفاعل النووي الانشطاري (التفاعل النووي المتسلسل)

- الانشطار النووي هو تفاعل نووي صناعي يتم فيه قذف نواة ذرة عنصر مشع بنيوترون ويسمى القذيفة النووية.
- ينتج عن ذلك انشطار نواة ذلك العنصر إلى نواتين مختلفتين لعنصرين مختلفين في الكتلة وأيضا ينتج عدد من النيوترونات التي تعمل بدورها كقذائف نووية لأنوية ذرات جديدة وبذلك يستمر التفاعل (تفاعل نووي متسلسل).

$$\underset{92}{\overset{235}{U}} + \underset{0}{\overset{1}{n}} \longrightarrow \underset{56}{\overset{141}{Ba}} + \underset{36}{\overset{92}{Kr}} + \underset{0}{\overset{1}{3n}}$$

- هذا التفاعل يحدث في المفاعلات النووية.
- الحرارة الناتجة تستخدم في تسخين المياه وتوليد الكهرباء.
- النيوترونات الناتجة تستخدم لتحضير نظائر لعناصر أخرى تستخدم في أغراض طبية وصناعية.

قواعد التوزيع الإلكتروني

- للتوزيع الإلكتروني لابد من التعرف على القواعد الآتية:

1. قاعدة باولي.
2. قاعدة أوفباو.
3. قاعدة هوند.

قاعدة باولي

- لا يمكن لإلكترونين أو أكثر في نفس الذرة امتلاك نفس قيم الأعداد الكمية الأربعة.
- لا يمكن ان تتساوي اعداد الكم الاربعة لاي الكترونين في مدار واحد أي انه يجب ان يكون دورانهما في اتجاهين متضادين.

اعداد الكم	الالكترون الاول	الالكترون الثاني
n	1	1
ℓ	0	0
m	0	0
ms	+1/2	-1/2

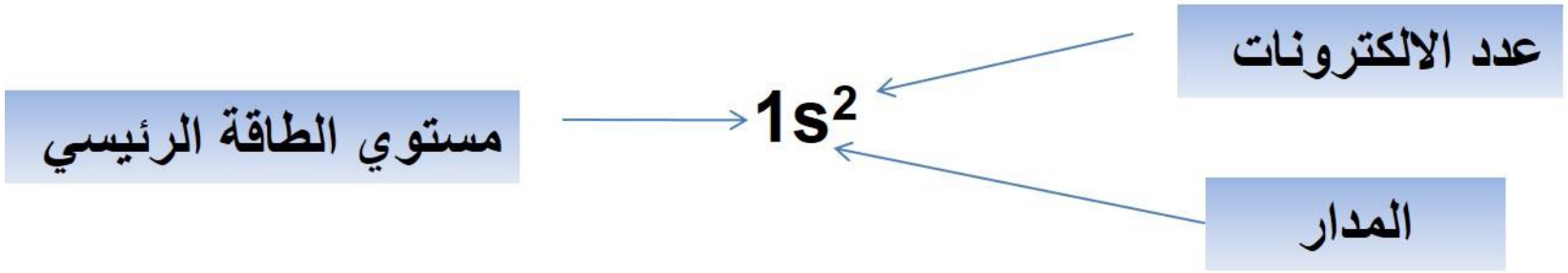
- مثال:
- اذا كان هناك الكترونان في المدار 1s فان اعداد الكم تكون كالتالي:

المدارات الذرية

- دالة موجية تحدد الحيز من الفراغ الذي يحتمل ان يتواجد فيه الالكترون بنسبة تزيد عن 90% وهذه الدالة يعبر عنها باعداد الكم الثلاثة (n,m, l) التي تنتج من حل معادلة شرودنجر
- مثال:
- نلاحظ انه عندما تأخذ اعداد الكم الثلاثة القيم:
- n=1
- l =0
- m=0
- فهذا يعني وجود المدار 1S في مستوي الطاقة الرئيسي الاول وفي مستوي الطاقة الثانوي S

طريقة كتابة الترتيب الإلكتروني للعناصر

- يكتب رقم المستوي الرئيسي الذي يوجد به المدار متبوعا برمز المدار ثم يكتب عدد الالكترونات يمين الرمز الي الاعلي قليلا هكذا:



- طريقة مخطط المدار: يعبر عن المدار بمربع صغير ويعبر عن الالكترون بسهم رأسي يشير الي اعلي او اسفل علي حسب اتجاه دورانه حول محوره

$1s^2$

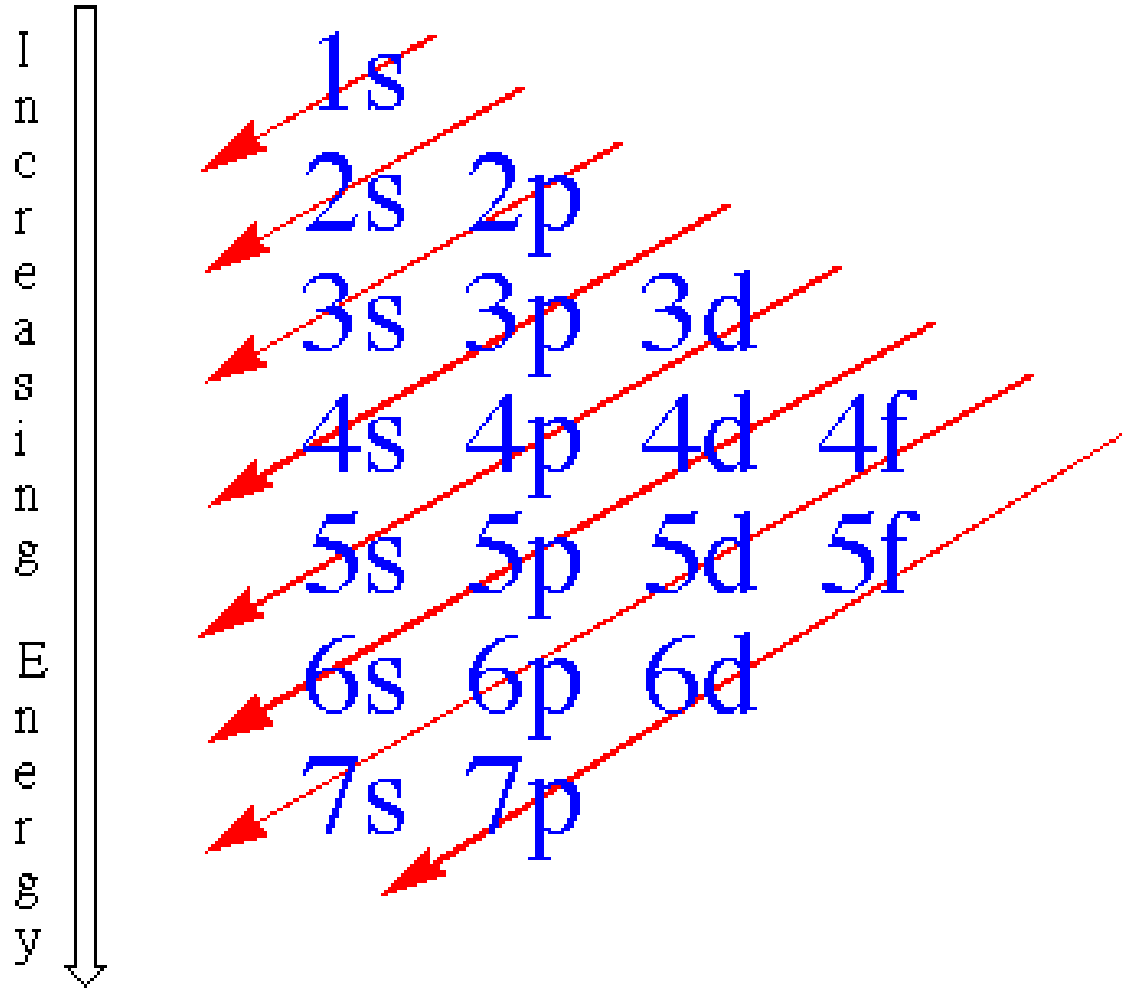
العلاقة بين قيم اعداد الكم الاربعة

العدد الكمي الرئيس n	قيم عدد الكم الفرعي l	رموز المستويات الفرعية	عدد المستويات الفرعية	عدد الافلاك في كل المستوى الرئيس	مجموع الأفلاك في المستوى الرئيس	أقصى سعة للإلكترونات في المستوى الفرعي	أقصى عدد للإلكترونات في المستوى الرئيس
1	0	1s	1	1	1	2	2
2	0 1	2s 2p	2	1 3	4	2 6	8
3	0 1 2	3s 3p 3d	3	1 3 5	9	2 6 10	18
4	0 1 2 3	4s 4p 4d 4f	4	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

عدد الكم المغزلى ياخذ القيم $\pm 1/2$

قاعدة أوفباو

- تتوزع إلكترونات الذرة المستقرة على مستويات الطاقة الفرعية حسب طاقتها بدءاً بالمستوى الفرعي الأقل طاقة ثم الذي يليه.



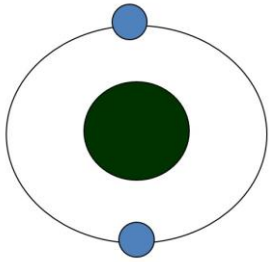
قاعدة أوفباو

- عند توزيع الإلكترونات على المستويات الفرعية يجب مراعاة الآتي:

- البدء بتوزيع الإلكترونات على المستوى الأقل طاقة فالأعلى طاقة على النحو الآتي:
  - $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$ .....
  - مع مراعاة السعة القصوى من الإلكترونات لكل مستوى فرعي (لا يمكن فتح مستوى طاقة جديد حتى يمتلئ ما قبله).
- أن لا يقل عدد الإلكترونات الموزعة للذرة المتعادلة أو يزيد عن عددها الذري.

إستيعاب المدارات للإلكترونات

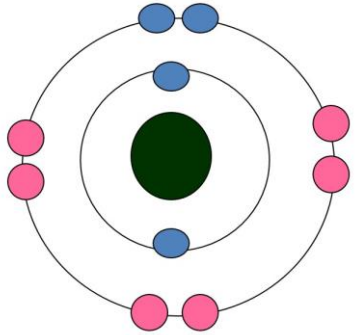
K shell



S only

Can hold 2 electrons max

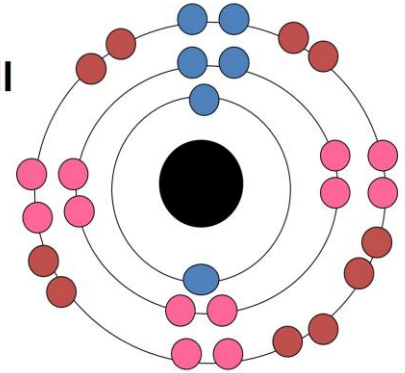
L Shell



S- 2 electrons max

P- 6 electrons max

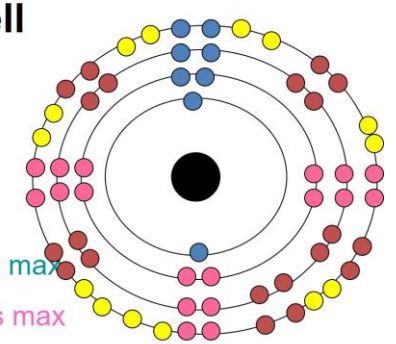
M Shell



S-2 electrons max P- 6 electrons max

D- 10 electrons max

N Shell



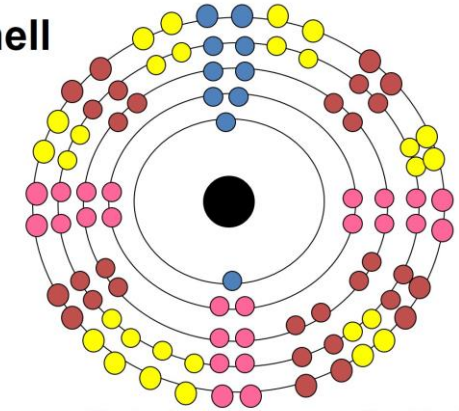
S-2 electrons max

P- 6 electrons max

D- 10 electrons max

F- 14 electrons max

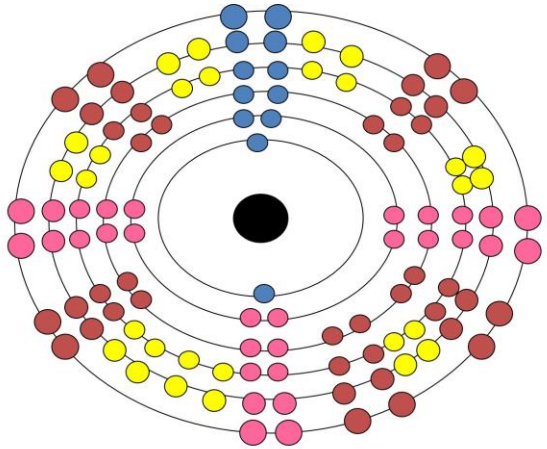
O Shell



S-2 electrons max P- 6 electrons max D- 10 elect max

F- 14 electrons max

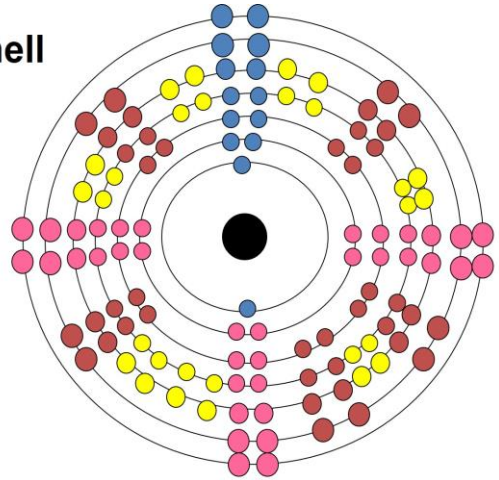
P Shell



S-2 electrons max P- 6 electrons max D- 10 electrons max

F- 14 electrons max

Q Shell



S-2 electrons max P- 6 electrons max

D- 10 electrons max F- 14 electrons max

قاعدة أوفباو

- مثـــــــال: اكتب التركيب الإلكتروني لكل من الذرات الآتية

$_{8}O$ ، $_{20}Ca$ ، $_{12}Mg$

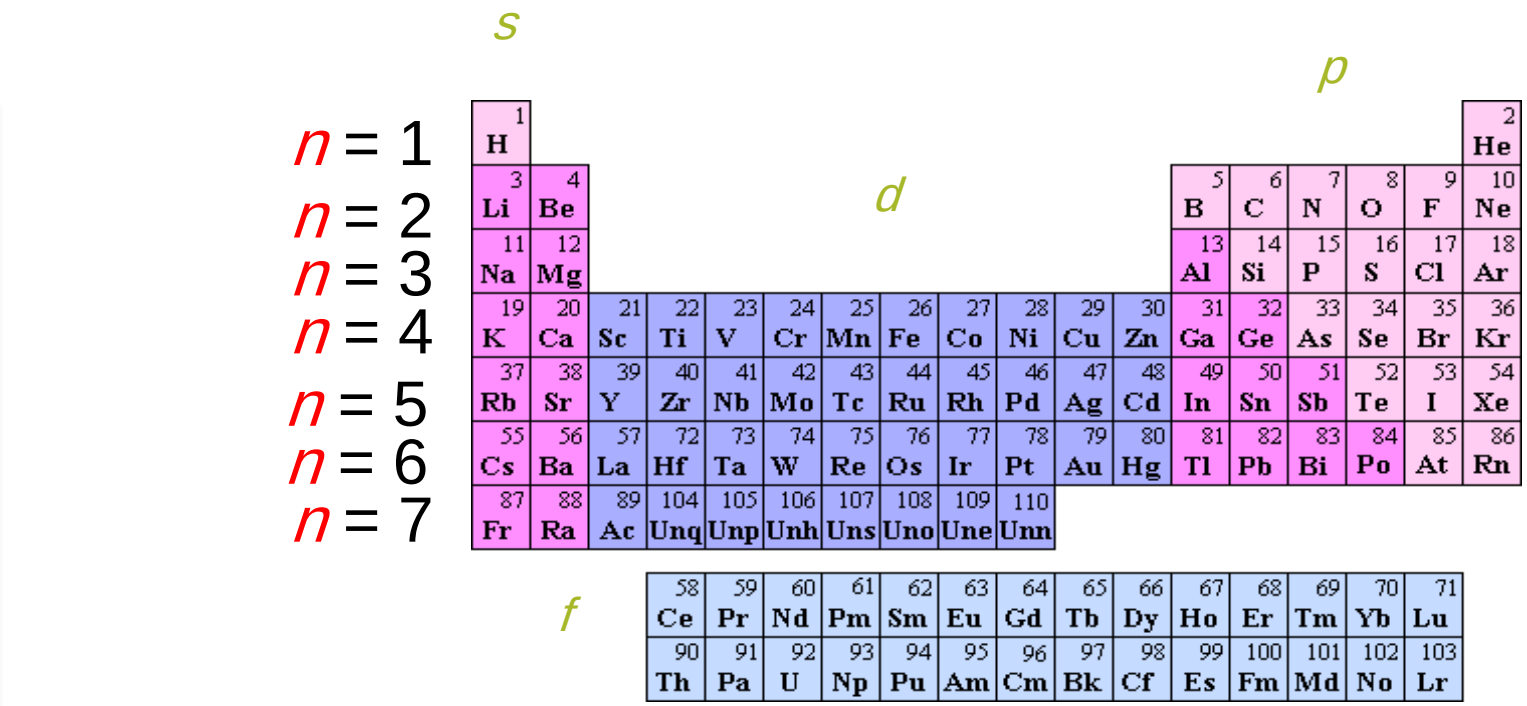
$_{20}Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

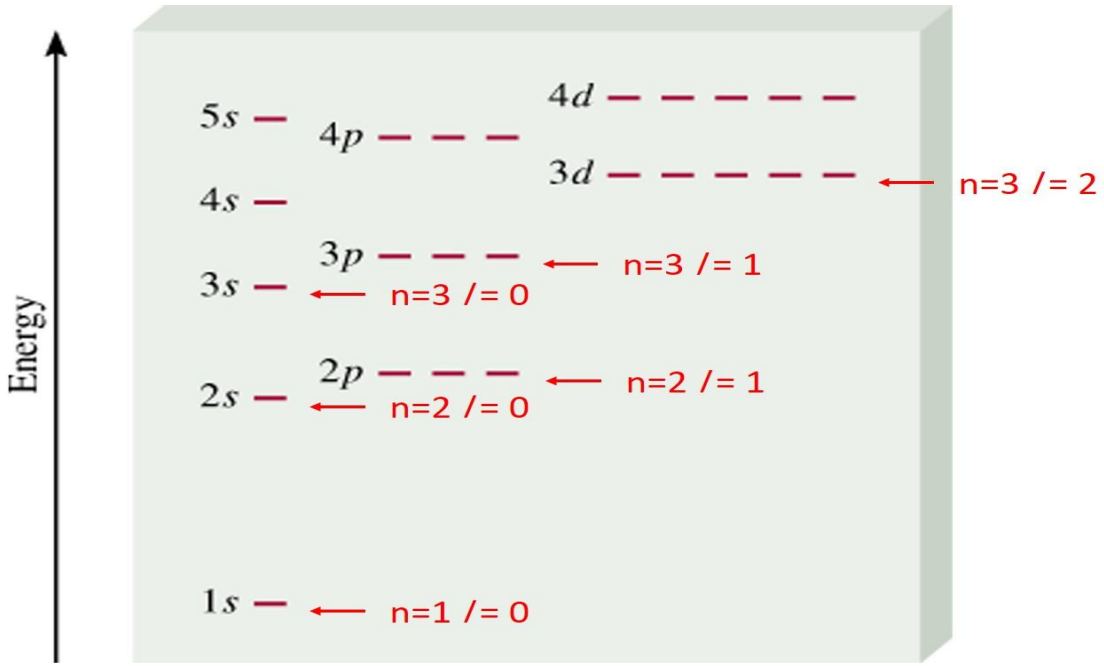
$_{8}O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

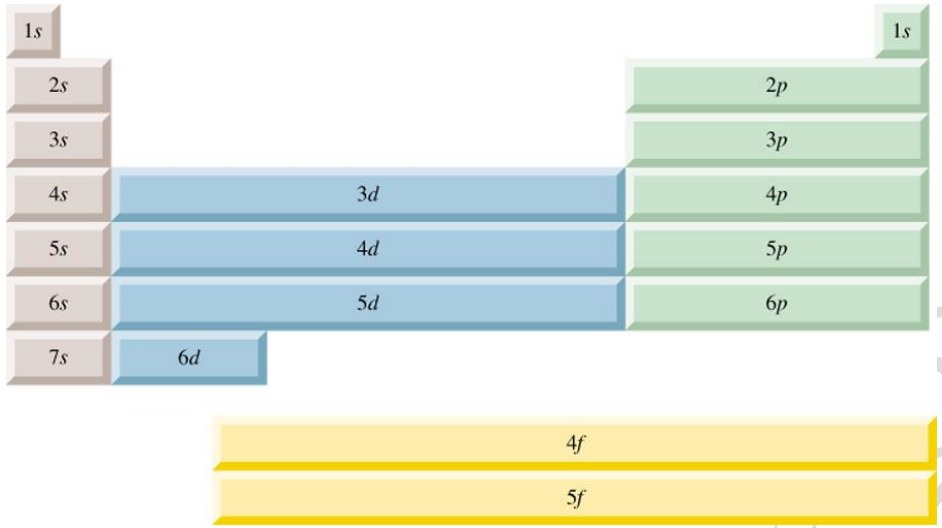
$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

قاعدة هوند:

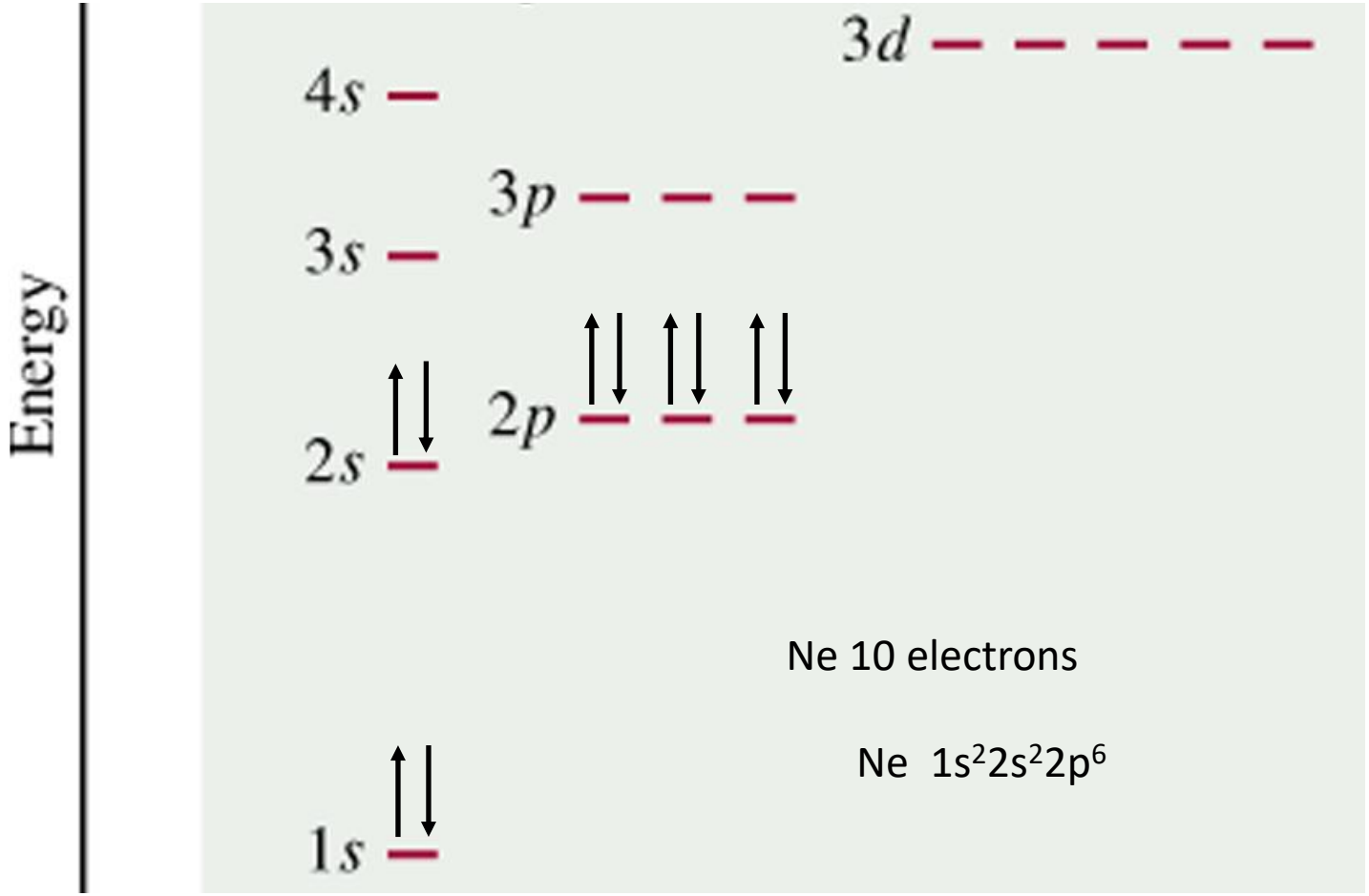
- في مستوي الطاقة الثانوي تميل الالكترونات ان تكون منفردة في المدار الذري ما لم يكن عددها اكبر من عدد المدارات في ذلك المستوي الثانوي (أي يتم توزيع الالكترونات منفردة اولا حتي يأخذ كل مدار الكترون واحد ثم يحدث بعد ذلك ازدواج للالكترونات الزائدة عن عدد المدارات).


s
p
d
f
n = 1
n = 2
n = 3
n = 4
n = 5
n = 6
n = 7
H He
Li Be B C N O F Ne
Na Mg Al Si P S Cl Ar
K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr
Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe
Cs Ba La Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
Fr Ra Ac Unq Unp Unh Uns Uno Une Unn
Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu
Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

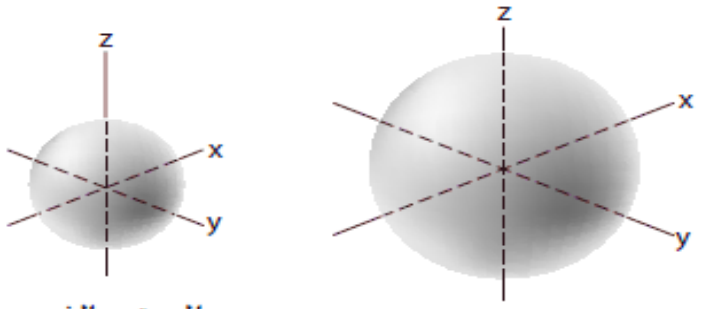

Energy
5s
4p
4d
3d
4s
3p
3s
2p
2s
1s
n=3 /= 2
n=3 /= 1
n=3 /= 0
n=2 /= 1
n=2 /= 0
n=1 /= 0


1s
2s
3s
4s
5s
6s
7s
2p
3p
4p
5p
6p
3d
4d
5d
6d
4f
5f

مثال عنصر النيون

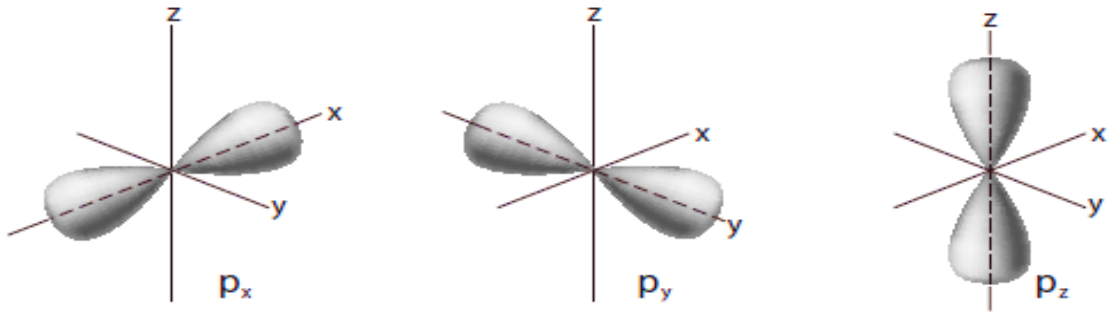


أشكال المدارات المختلفة

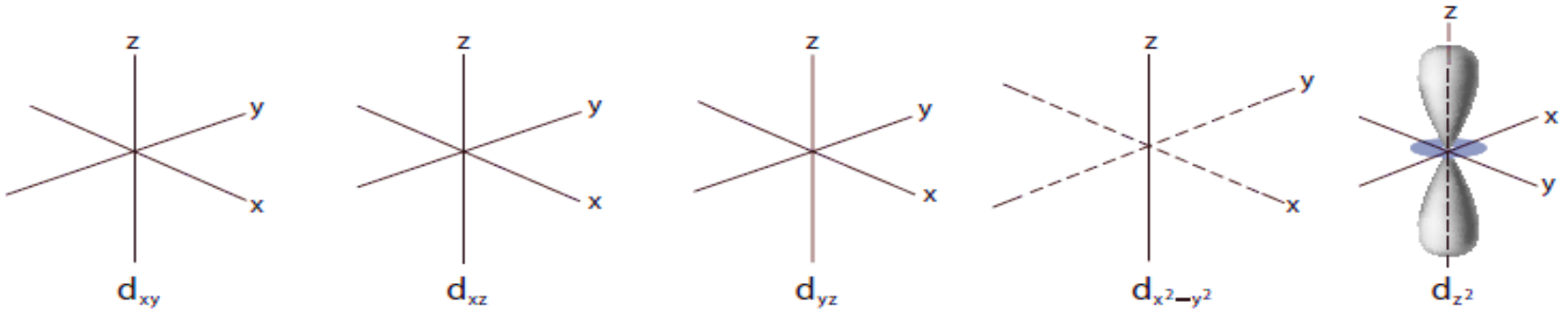


المستوى الفرعي 1s

المستوى الفرعي 2s

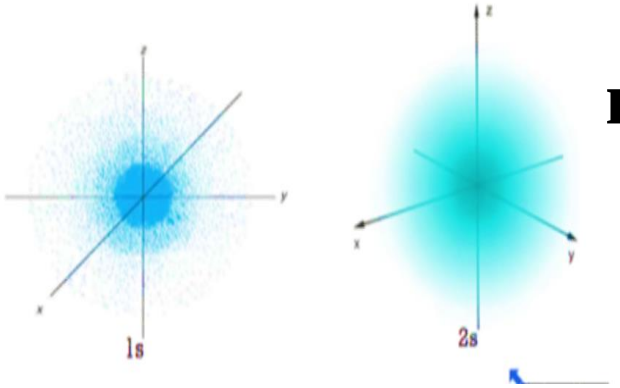


المستويات الفرعية p

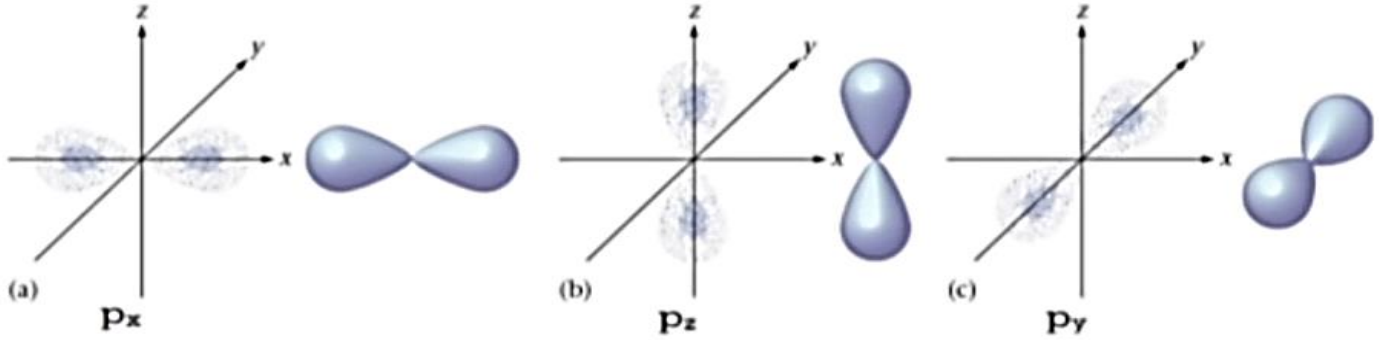


المستويات الفرعية d

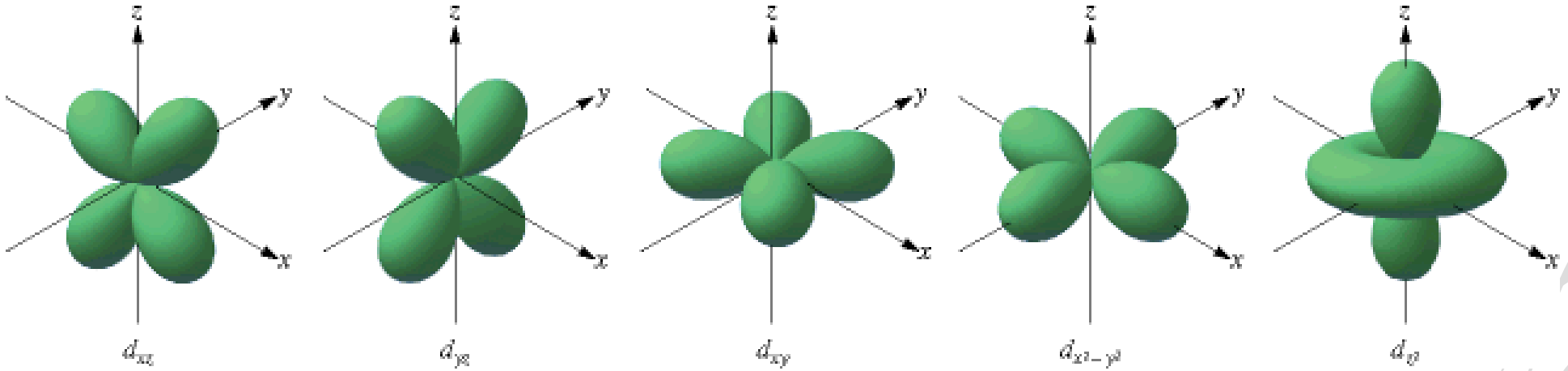
أشكال المدارات المختلفة



يأخذ شكلا كرويا ويزداد حجم الكرة بزيادة قيمة رقم الكم الرئيسي n



يبدا في الظهور في مستوي الطاقة الرئيسي الثاني وياخذ شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس ويحتوي مستوي الطاقة الثانوي p علي ثلاث مدارات p_x, p_y, p_z تمتد علي طول المحاور



يبدا في الظهور في مستوي الطاقة الرئيسي الثالث ويحتوي المستوي الثانوي d علي خمسة مدارات تاخذ اشكالا اكثر تعقيدا من المدار p

الخلاصة

الخلاصة

✓تحتل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد تسمى المجالات الفرعية

✓مجال الطاقة الأول s و مجال الطاقة الثاني s,p

✓مجال الطاقة الثالث s,p,d

✓مجال الطاقة الرابع s,p,d,f

المراجع

- مذكرة القسم.
- المملكة العربية السعودية – وزارة التربية والتعليم – كتاب الوزارة – محاضرة الأستاذة: منى إبراهيم الصيخان.
- دولة الإمارات العربية المتحدة - وزارة التربية والتعليم العالى – محاضرة الدكتور: جواد محمد الشيخ خليل والأستاذة فاتن عبدالرؤوف على.
- دولة العراق - الجامعة المستنصرية – كلية العلوم – قسم الفيزياء – محاضرة الدكتور: مهند حاتم هاشم.

THANKS FOR
YOUR
ATTENTION