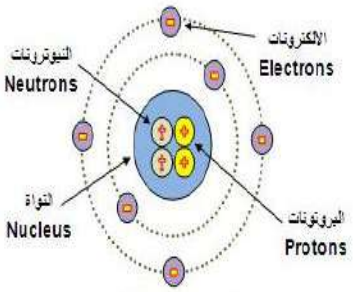
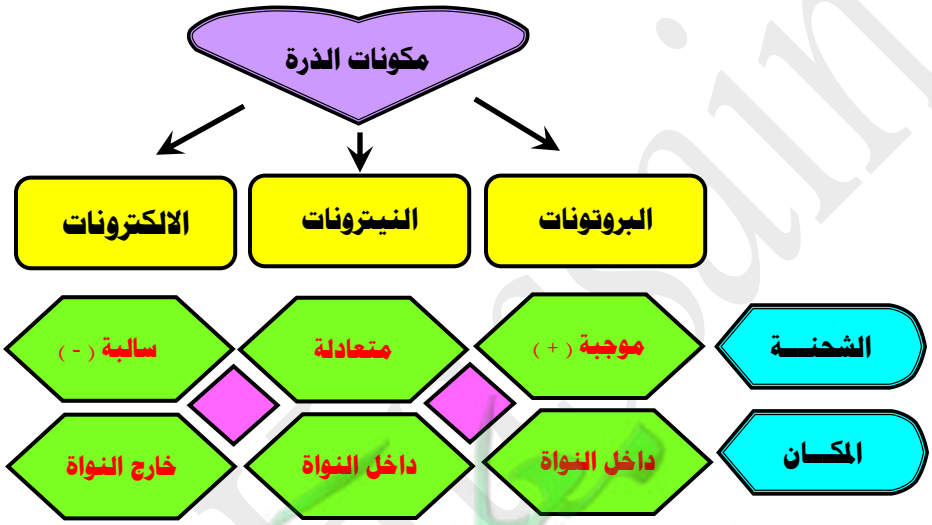
الالكترونات في الذرات و الدورية الكيميائية

﴿ تطور النماذج الذرية ﴾

الذرة : هي أصغر جزء من العنصر





ملاحظة : كتلة البروتون تساوي تقريباً كتلة النيوترون وتحتوي النواة على أكثر من ٩٩ ٪ من المادة الموجودة في الذرة

ما هو الفرق بين **الفلك الذري** و **السحابة الالكترونية** ؟

الفلك الذري Atomic Orbital

المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون

↑

السحابة الالكترونية Electron Cloud

هي منطقة في الفضاء المحيط بالنواة ويحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد

السحابة الإلكترونية

علل : تسمية السحابة الالكترونية بهذا الاسم

﴿ **سبب حركة الالكترونات السريعة حول النواة والتي تزيد على** 2000Km **في الثانية** ﴾

النماذج الذرية Atomic Models

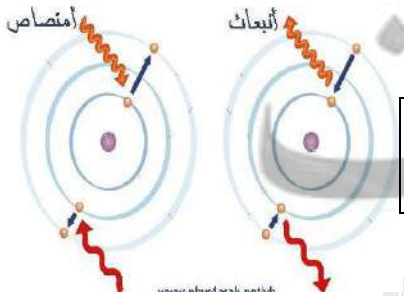
نموذج بور

النموذج الميكانيكي الموجي

❁ درس بور طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين و وضع نموذجه و الذي يقول فيه أن :

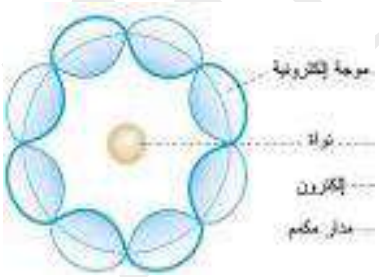
① الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت .

②للذرة عدد من المدارات لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة كل مدار له مستوى معين من الطاقة يشار إليه بالحرف (n) يبدأ من (١ الى ∞)

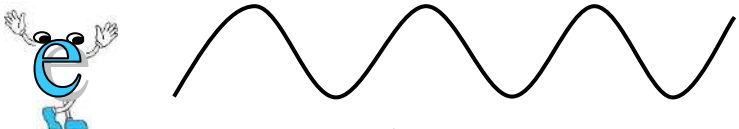


③لا يُشعُ الإلكترون الطاقة ولا يمتصها مادام يدور في المسار نفسه حول النواة

④يمكن للإلكترون أن ينتقل من مستوى إلى مستوى آخر عندما يأخذ طاقة حيث يمتص طاقة لينتقل إلى مستوى أعلى بينما يشع طاقة إذا انتقل إلى مستوى أقل و بذلك يتكون طيف الإشعاع الخطي



النموذج الميكانيكي الموجي للذرة (نموذج شرودينغر)

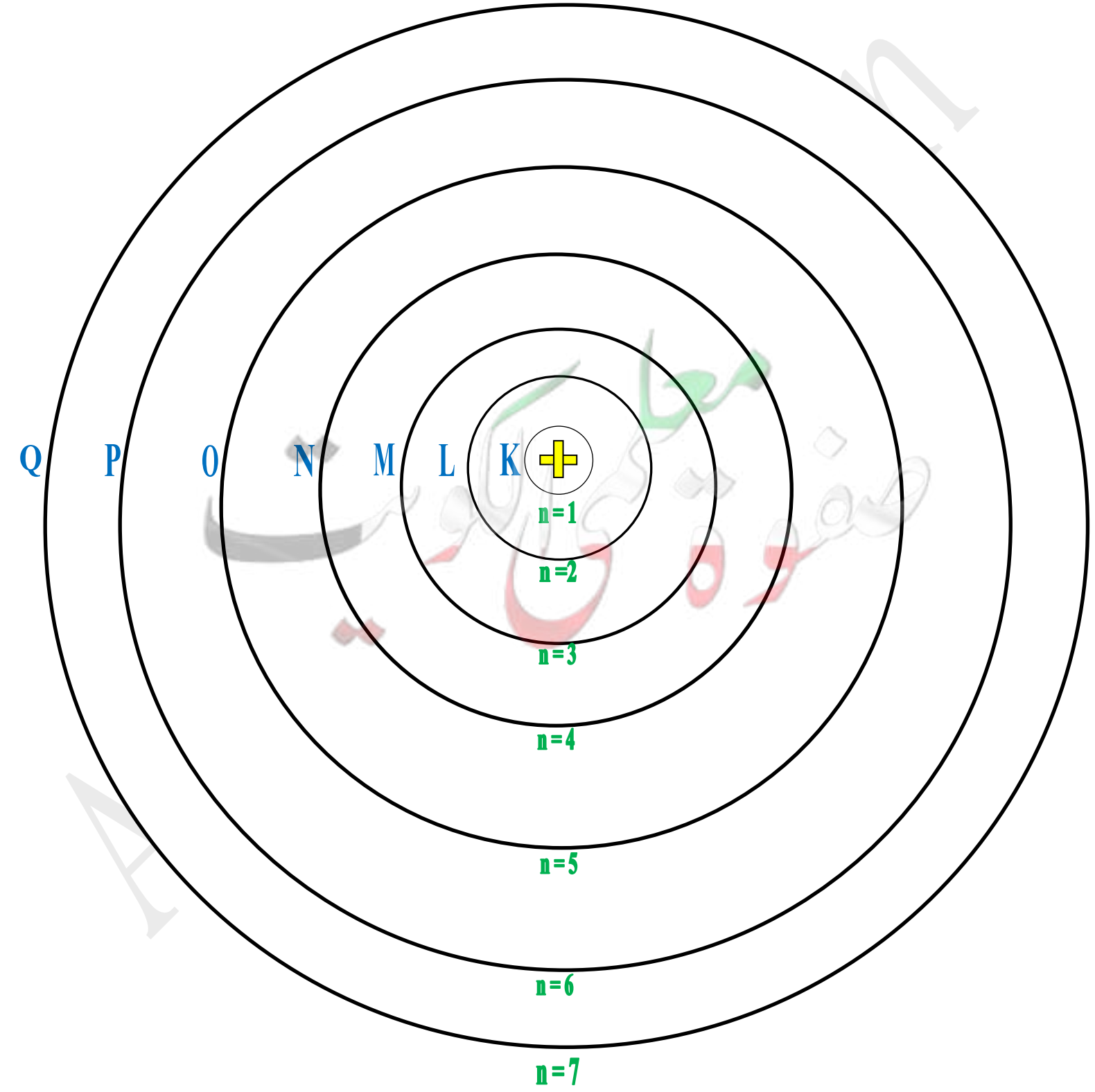


يوضح حركة الإلكترونات حول النواة معتمداً على طبيعته الموجية و قد نتج عن حل معادلة شرودينغر ثلاثة أعداد للكم

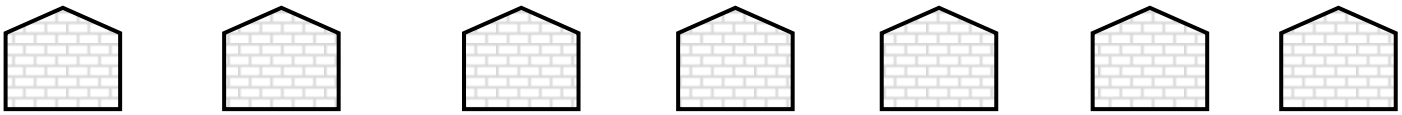
ما هو **كم** (أو **كوانتم**) **الطاقة** :

هو كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي له الإلكترون

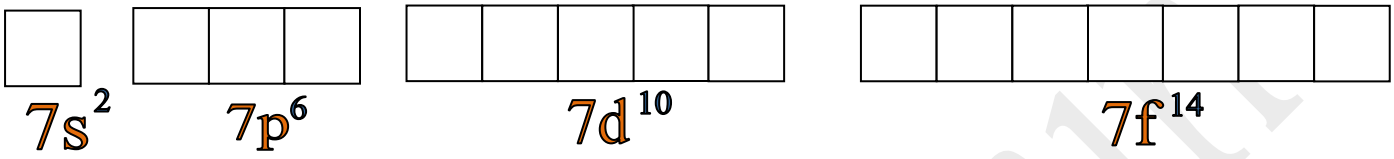
مستويات الطاقة



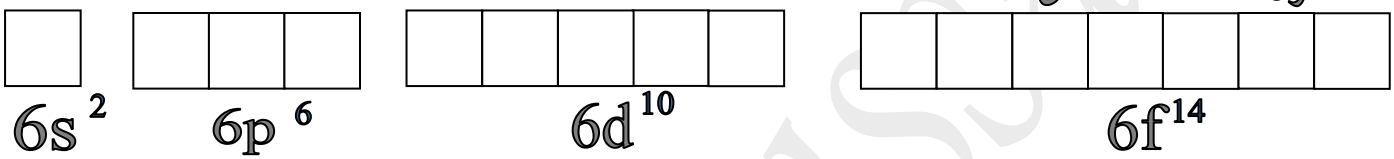
مستويات الطاقة و تحت مستويات الطاقة



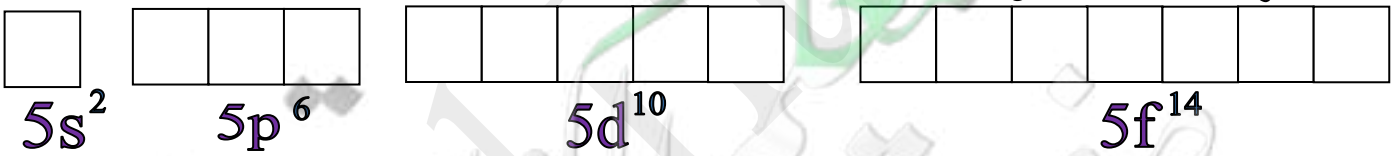
Q مستوى الطاقة السابع n = 7



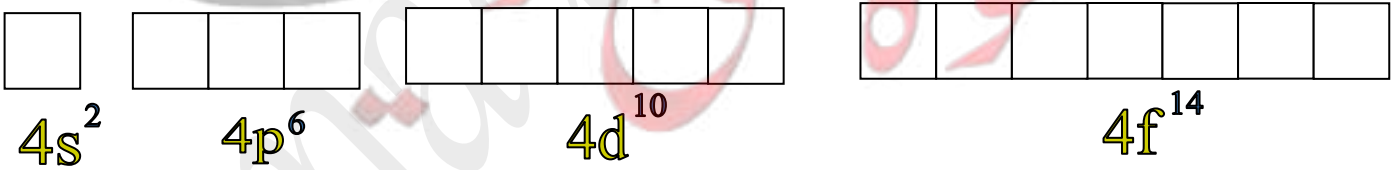
P مستوى الطاقة السادس n = 6



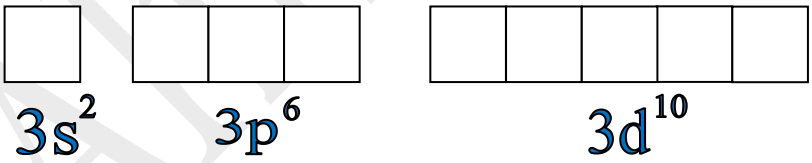
O مستوى الطاقة الخامس n = 5



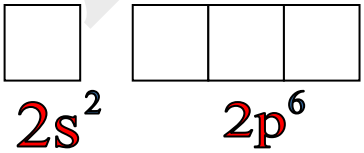
N مستوى الطاقة الرابع n = 4



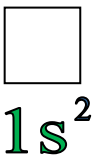
M مستوى الطاقة الثالث n = 3



L مستوى الطاقة الثاني n = 2



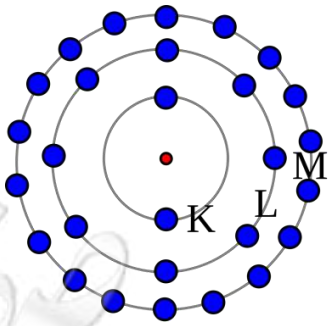
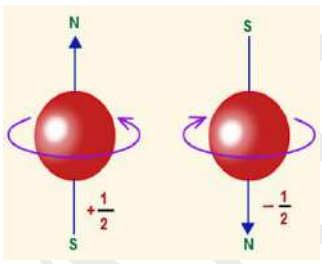
K مستوى الطاقة الأول n = 1



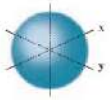
اسم العنصر	رمز العنصر	الترتيب الالكتروني في تحت مستويات الطاقة								في مستويات الطاقة
الكريبتون	$_{36}Kr$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	2 . 8 . 18 . 8
البروم	$_{35}Br$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^5$	2 . 8 . 18 . 7
السيلينيوم	$_{34}Se$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^4$	2 . 8 . 18 . 6
الزرنيخ	$_{33}As$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^3$	2 . 8 . 18 . 5
الجرمانيوم	$_{32}Ge$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^2$	2 . 8 . 18 . 4
الجاليوم	$_{31}Ga$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^1$	2 . 8 . 18 . 3
الخارصين	$_{30}Zn$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$		2 . 8 . 18 . 2
النحاس	$_{29}Cu$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$	$3d^{10}$		2 . 8 . 18 . 1
النيكل	$_{28}Ni$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^8$		2 . 8 . 16 . 2
الكوبلت	$_{27}Co$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^7$		2 . 8 . 15 . 2
الحديد	$_{26}Fe$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^6$		2 . 8 . 14 . 2
المنجنيز	$_{25}Mn$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^5$		2 . 8 . 13 . 2
الكروم	$_{24}Cr$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$	$3d^5$		2 . 8 . 13 . 1
الفاناديوم	$_{23}V$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^3$		2 . 8 . 11 . 2
التيتانيوم	$_{22}Ti$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^2$		2 . 8 . 10 . 2
السكانديوم	$_{21}Sc$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^1$		2 . 8 . 9 . 2
الكالسيوم	$_{20}Ca$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$			2 . 8 . 8 . 2
البوتاسيوم	$_{19}K$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^1$			2 . 8 . 8 . 1
الأرجون	$_{18}Ar$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$				2 . 8 . 8
الكلور	$_{17}Cl$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^5$				2 . 8 . 7
الكبريت	$_{16}S$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^4$				2 . 8 . 6
الفوسفور	$_{15}P$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^3$				2 . 8 . 5
السيليكون	$_{14}Si$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^2$				2 . 8 . 4
الالمنيوم	$_{13}Al$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^1$				2 . 8 . 3
المغنيسيوم	$_{12}Mg$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$					2 . 8 . 2
الصوديوم	$_{11}Na$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^1$					2 . 8 . 1
النيون	$_{10}Ne$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$						2 . 8
الفلور	$_{9}F$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$						2 . 7
الأوكسجين	$_{8}O$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$						2 . 6
النيتروجين	$_{7}N$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$						2 . 5
الكربون	$_{6}C$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$						2 . 4
البورون	$_{5}B$	$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$						2 . 3
البيريليوم	$_{4}Be$	$1s^2$	$2s^2$							2 . 2
الليثيوم	$_{3}Li$	$1s^2$	$2s^1$							2 . 1
الهيليوم	$_{2}He$	$1s^2$								2
الهيدروجين	$_{1}H$	$1s^1$								1

أعداد الكم Quantum Numbers

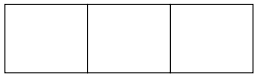
عدد الكم الرئيسي (n) — عدد الكم الثانوي (ℓ) — عدد الكم المغناطيسي (m_e) — عدد الكم المغزلي (ms)

هو عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة وكذلك طاقة المستوى ويحدد بعده عن النواة	يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة	يحدد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ	يحدد عدد الكم المغزلي اتجاه حركة الإلكترون المغزلية حول محوره
يأخذ قيم عددية صحيحة في المدى (7 : 1) و يمكن معرفة أقصى عدد من الإلكترونات في كل مستوى طاقة من العلاقة ($2n^2$)	يأخذ قيم صحيحة في المدى (0 ، 1 ، 2 ، 3 الى n – 1) وتأخذ الرموز (S , P , d , f) 0 ☜ S 1 ☜ P 2 ☜ d 3 ☜ f	يأخذ أي قيمة عدد صحيح في المدى (ℓ - ، صفر ، ℓ+)	و يأخذ القيم (½+ أو ½ -) (أعداد كسرية غير صحيحة)
	نلاحظ أن عدد تحت المستويات التي توجد داخل كل مستوى طاقة يساوي عدد الكم الرئيسي n = 1 ☜ $1S^2$ n = 2 ☜ $2S^2$ $2P^6$ n = 3 ☜ $3S^2$ $3P^6$ $3d^{10}$ n = 4 ☜ $4S^2$ $4P^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$ n = 5 ☜ $5S^2$ $5P^6$ $5d^{10}$ $5f^{14}$ n = 6 ☜ $6S^2$ $6P^6$ $6d^{10}$ $6f^{14}$ n = 7 ☜ $7S^2$ $7P^6$ $7d^{10}$ $7f^{14}$	0 S ☐ +1 , 0 , -1 P ☐☐☐ +2 , +1 , 0 , -1 , -2 d ☐☐☐☐☐ +3 , +2 , +1 , 0 , -1 , -2 , -3 f ☐☐☐☐☐☐☐	يدور الكترون باتجاه عقارب الساعة و يدور الالكترون الآخر عكس عقارب الساعة و ينتج عن ذلك مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه وهذا يقلل من التنافر بينهما مما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه .
يرمز لكل مستوى طاقة بحرف يبدأ من : n = 1 ☜ K ☜ $2e^-$ n = 2 ☜ L ☜ $8e^-$ n = 3 ☜ M ☜ $18e^-$ n = 4 ☜ N ☜ $32e^-$ n = 5 ☜ O n = 6 ☜ P n = 7 ☜ Q		يتسع $2e^-$ ☜ S يتسع $6e^-$ ☜ P يتسع $10e^-$ ☜ d يتسع $14e^-$ ☜ f	

أشكال الأفلاك الذرية :

❁ **الفلك** (S) : فلك كروي الشكل  و يكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة " **متساوياً** "

❁ **الفلك** (P) : (فصين متقابلين) يتكون تحت المستوى P من ثلاثة أفلاك متساوية الطاقة تختلف عن بعضها بالاتجاهات التي تتركز فيها السحابة الالكترونية فقط وتقع على زاوية قائمة من بعضها البعض



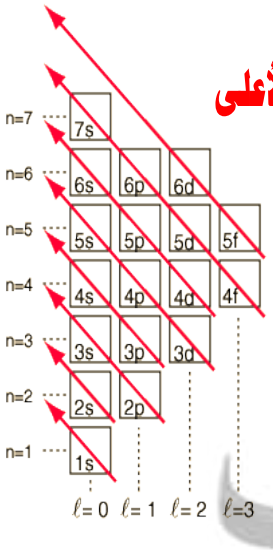
ترتيب الالكترونات في الذرة Electrons Configuration in Atoms

ما المقصود بـ الترتيبات الالكترونية : **هي الطرق التي تترتب بها الالكترونات حول أنوية الذرة**

لترتيب الالكترونات هناك ثلاث قواعد يجب إتباعها و هى :

مبدأ أوفباو ← **قاعدة هوند** ← **مبدأ باولي للاستبعاد**

① مبدأ أوفباو :



لابد للالكترونات أن تملأ تحت مستويات الطاقة المنخفضة أولاً ثم تحت مستويات الطاقة ذات الطاقة الأعلى

ملاحظة : هل الفلك (4f) أعلى أم أقل في الطاقة عن الفلك 5d

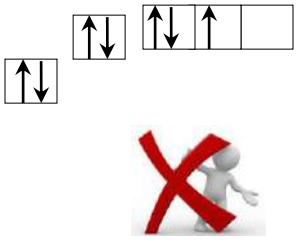
مثال : التوزيع الالكتروني للسكانديوم $_{21}Sc$: $1S^2 \quad 2S^2 \quad 2P^6 \quad 3S^2 \; 3P^6 \quad \underline{4S^2 \quad 3d^1}$

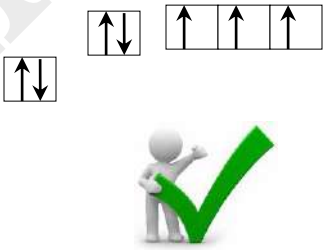
علل : تحت المستوى 4s قبل 3d ← لأن طاقة تحت المستوى 4s أقل من طاقة تحت المستوى 3d

② قاعدة هوند ١٩٢٧ :-

الالكترونات تملأ أفلاك تحت مستوى الطاقة الواحد ، كل واحدة بمفردها باتجاه الغزل نفسه ، ثم تبدأ بالازدواج في الأفلاك تباعاً باتجاه غزل معاكس

مثال : أي الترتيبين التاليين هو الصحيح لذرة الأكسجين $_7O$





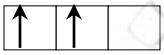
③ **مبدأ باولي للاستبعاد**

في ذرة ما لا يوجد إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها لابد أن يختلفا في عدد كم واحد على الأقل

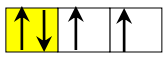
مثال : إلكترونا الفلك ($2S^2$) لهما نفس قيم أعداد الكم ..... ، ..... ، ..... و يختلفان في عدد الكم **المغزلي**

$2S^2$

أعداد الكم	↑	↓
n	2	2
ℓ	0	0
m_ℓ	0	0
m_s	+½	- ½

مثال : إلكترونا الفلك ($3p^2$)  لهما نفس قيم أعداد الكم ..... ، ..... ، ..... و يختلفان في عدد الكم **المغناطيسي**

أعداد الكم	↑	↑
n	3	3
ℓ	1	1
m_ℓ	+1	0
m_s	+½	+ ½

مثال : إلكترونا الفلك ($4p_x$)  لهما نفس قيم أعداد الكم ..... ، ..... ، ..... و يختلفان في عدد الكم **المغزلي**

أعداد الكم	↑	↑
n	4	4
ℓ	1	1
m_ℓ	+1	+1
m_s	+½	- ½

استثناءات في الترتيب الالكتروني :

١- يمكن الحصول على الترتيبات الالكترونية الصحيحة للعناصر وصولاً إلى عنصر الفاناديوم (عدده الذري 23)

وذلك باستخدام مخطط أوفباو و يختلف هذا الترتيب عند الوصول الى عنصري النحاس والكروم .

الترتيبات الالكترونية غير الصحيحة التالية :-

Cr_{24} $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^9$

Cu_{29} $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^9$

الترتيبات الالكترونية الصحيحة التالية

Cr_{24} $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^5$

Cu_{29} $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^{10}$

نستنتج من ذلك :-

تحت مستوى الطاقة (d) يكون نصف ممتلئ في عنصر الكروم وممتلئ كلياً في عنصر النحاس وتكون تحت المستويات في هذه الحالة أكثر ثباتاً .

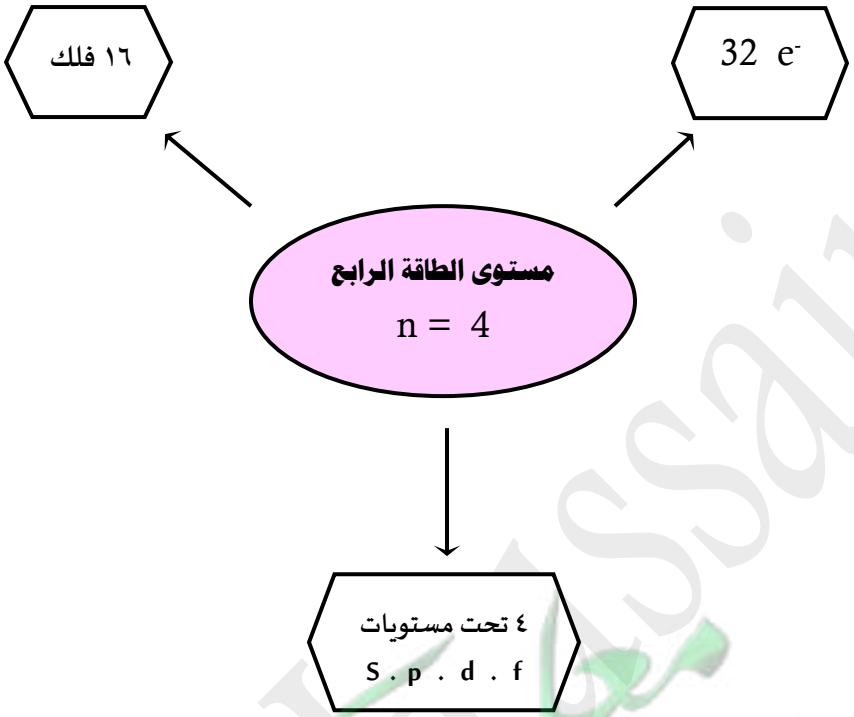
علل : الترتيب الكتروني لذرة الفعلي لذرة النحاس $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^{10}$ يختلف عن الترتيب النظري $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^9$

لأن تحت مستوى الطاقة d يكون أكثر استقراراً عندما يكون ممتلئ بالكامل

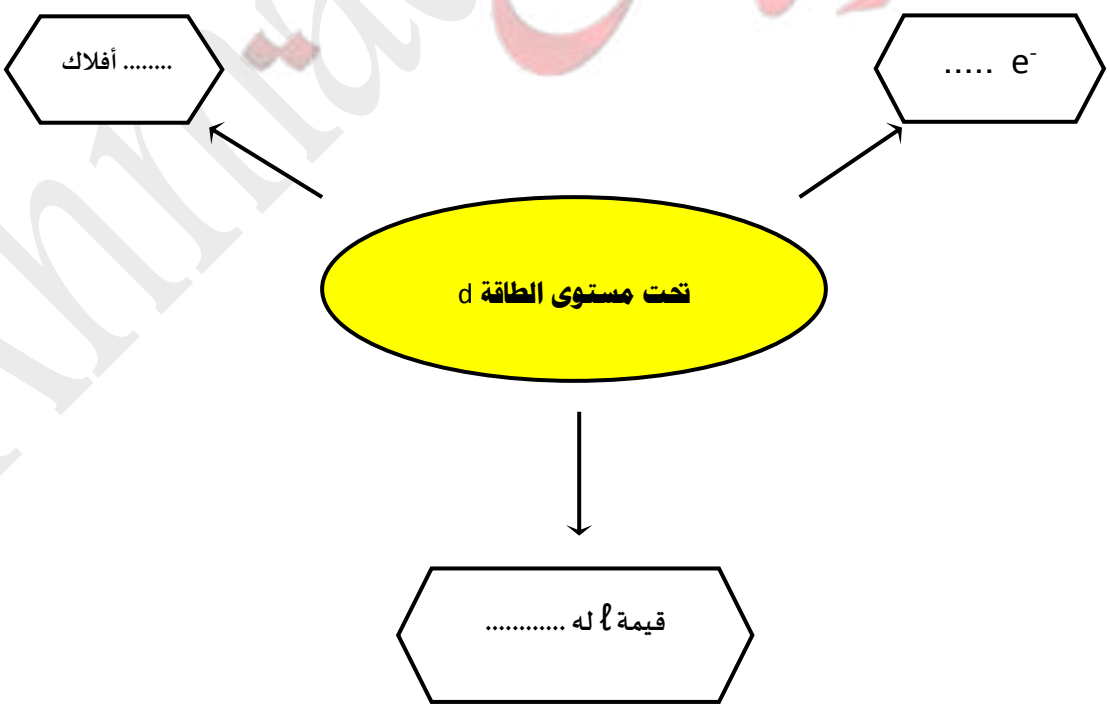
علل : الترتيب الكتروني لذرة الفعلي لذرة الكروم $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^5$ يختلف عن الترتيب النظري $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^4$

لأن تحت مستوى الطاقة d يكون أكثر استقراراً عندما يكون نصف ممتلئ

❁ **مثال** : مستوى الطاقة الرابع يحتوي :



أكمل التالي : تحت مستوى الطاقة d يحتوي على :



Ahmad Hussain
صفوة التربيت

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب مستويات الطاقة الرئيسية :

$_{11}Na$ 2 . 8 . 1

$_{19}K$ 2 . 8 . 8 . 1

$_{20}Ca$ .....

$_{21}Sc$ .....

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب تحت المستويات :

$_{11}Na$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$

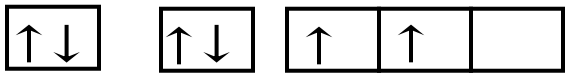
$_{20}Ca$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$

$_{21}Sc$ .....

$_{24}Cr$ .....

$_{29}Cu$ .....

أرسم الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية في الأفلاك الذرية :

$_{6}C$ 

$_{9}F$ .....

$_{11}Na$ .....

$_{15}P$ .....

Ahmad Hussain

☎ **أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية لأقرب غاز نبيل :**

$_{4}Be$ [He] $2s^2$

$_{9}F$ [He] $2s^2\ 2p^5$

$_{11}Na$ [Ne] $3s^2$

$_{17}Cl$ [Ne] $3s^2\ 3p^5$

$_{19}K$ [Ar] $4s^1$

$_{21}Sc$ .....

$_{24}Cr$ .....

$_{29}Cu$ .....

☎ **علل ما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً**

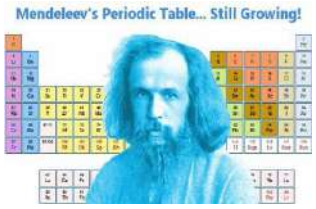
١ - يختلف الترتيب الالكتروني لذرة الكروم $_{24}Cr$ عن الترتيب الالكتروني المُستنتج حسب مبدأ أوفباو

٢ - يختلف الترتيب الالكتروني لذرة النحاس $_{29}Cu$ عن الترتيب الالكتروني المُستنتج حسب مبدأ وفباو

Ahmad Hussain معلمات صفوة

تطور الجدول الدوري Periodic Table

أولاً : جدول مندليف



جدول مند ليف Mendeleievs Table :

رتب مندليف العناصر في أعمدة حسب **الزيادة في الكتلة الذرية للعناصر**

ثم رتب الاعمدة في صفوف و وضحها على أساس أن تلك العناصر التي

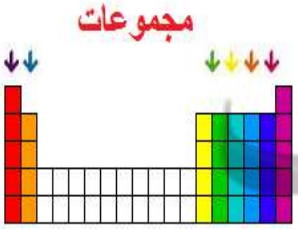
لها خواص متشابهة موضوعه جنباً إلى جنب في صفوف أفقية " و هو أول جدول دوري ترتب فيه العناصر للتشابه في خواصها .

ثانياً : جدول موزلي (الجدول الدوري الحديث)

جدول رتبت فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري من اليسار الى اليمين ومن أعلى الى أسفل

١٨ مجموعة — **٧ دورات**

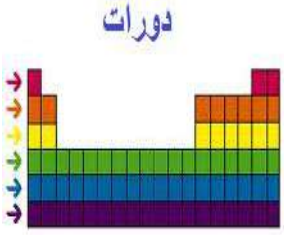
8A — **10 B**



المجموعات أو (العائلة)

هي الصف الرأسي من الجدول الدوري و تحتوي على عناصر لها خواص كيميائية وفيزيائية متشابهة

وتتميز كل مجموعة برقم وحرف إما (A أو B)



الدورات : ⟵

هي الصف الأفقي من الجدول الدوري و عددها سبعة و تحتوي على عناصر غير متشابهة في الخواص

ما المقصود بـ القانون الدوري :

عند ترتيب العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري يحدث تكرار دوري للصفات الفيزيائية والكيميائية

ملحوظة : يوجد في الجدول الدوري ..... مجموعة ، منها ..... مجموعات رئيسية

و يحتوي على ..... مجموعات فرعية

يحتوي الجدول على ..... دورات رئيسية **ودورتان فرعيتان** (اللانثانيدات و الاكتينيدات)

❁ قُسم الجدول الدوري الحديث بحسب الخواص الفيزيائية للعناصر الى ثلاثة أقسام :-

الفلزات ← | ↓ اللافلزات | → أشباه الفلزات

الفلزات	اللافلزات	أشباه الفلزات
تشمل العناصر الواقعة على يسار الجدول ماعدا الهيدروجين	تشمل عناصر الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري	هي العناصر المجاورة للخط الفاصل بين الفلزات و اللافلزات و تستخدم كأشباه موصلات للكهرباء
تتميز الفلزات بـأنها : ① صلبة ② توصيل الكهرباء ③ توصيل الحرارة ④ لها بريق لمعاني ⑤ قابلة للطرق و السحب	تتميز اللافلزات بـ : ① ليس لها بريق لمعاني ② لا توصل الحرارة ③ لا توصل الكهرباء ④ غير قابلة للطرق و السحب	تأخذ خواص وسطية بين الفلزات و اللافلزات
٨٠ ٪ من الجدول الدوري هو من فلزات و تعتبر الفلزات مواد صلبة ماعدا عنصر الزئبق Hg (فلز سائل)	مثل الأكسجين و الكلور و هي غازات ، و البروم سائل أحمر داكن بينما الكبريت و الكربون و الفوسفور صلبة	من أهما السيلكون Si و الجرمانيوم Ge و يستخدمان في تصنيع الشرائح الرقيقة لأجهزة الكمبيوتر و الخلايا الشمسية .

☺ تسمى عناصر المجموعة (1A) ..... كما تسمى عناصر المجموعة (2A) .....

و تسمى عناصر المجموعة 7A ..... و عناصر المجموعة 8A .....

☺ **تسمى العناصر الانتقالية الداخلية التي تقع أسفل الجدول الدوري باسم** (العناصر الأرضية النادرة)

☺ هناك مجموعتان من الجدول الدوري **جميع** عناصرها لافلزات و هما :-

الهالوجينات :- " هي لافلزات المجموعة (7A) ومنها الفلور و الكلور و البروم و اليود

الغازات النبيلة : **هي لافلزات المجموعة** 8A **يمتلئ فيها تحت المستويات** (S , P) **بالالكترونات**

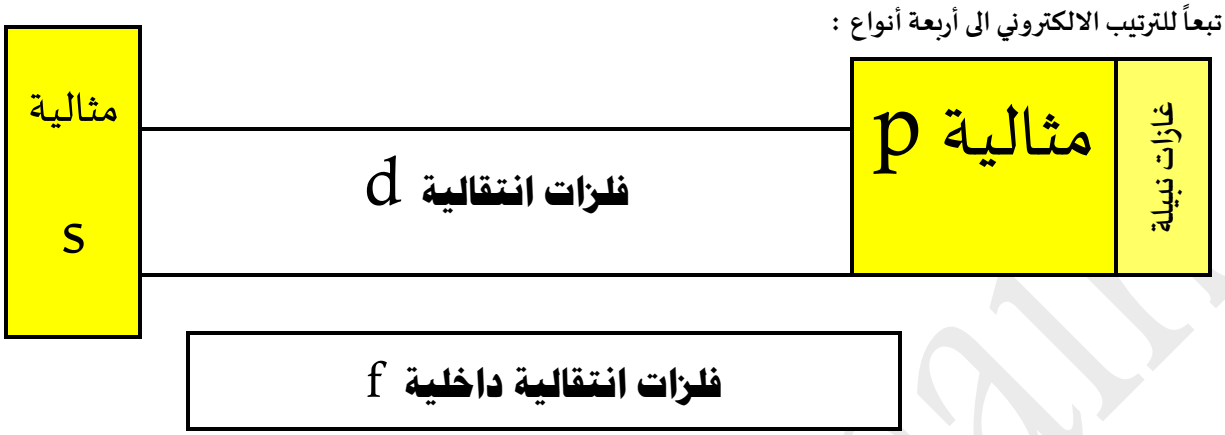
☚ من أمثلتها النيون المستخدم في ملْ الأنابيب الزجاجية المستخدمة في المصابيح

ملحوظة : يستخدم الكلور و البروم في تطهير أحواض السباحة و النحاس والفضة فلزان موصلين ممتازين للكهرباء والحرارة

كل زوج من العناصر السابقة (الكلور و البروم ، النحاس والفضة) له خواص كيميائية متشابهة وموجودة في المجموعة نفسها في الجدول الدوري الحديث

تقسيم العناصر تبعاً للترتيب الالكتروني Classifying Elements by Electron Configuration

تقسم العناصر تبعاً للترتيب الالكتروني الى أربعة أنواع :



الغازات النبيلة (8A)	العناصر المثالية	العناصر الانتقالية	العناصر الانتقالية الداخلية
هى عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية (S ، P) بالالكترونات ومن أمثلتها: الهيليوم He، النيون Ne، الأرجون Ar، الكريبتون Kr	هي عناصر تمتلئ فيها تحت المستويات الخارجية (S ، P) جزئياً بالالكترونات	هي عناصر فلزية يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة (S) وتحت المستوى (d) المجاور له على الكترونات	هي عناصر فلزية يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة (S) وتحت المستوى (F) المجاور له على الكترونات و تقع أسفل الجدول الدوري

لماذا سميت عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة .....

نبذة عن **الفلزات الضعيفة أو (بعد الانتقالية)** :- وهى (Al ، Ga ، Sn ، In ، Bi ، Pb ، TI)

هى فلزات تحت المستوى P تقع بين أشباه الفلزات والفلزات الانتقالية وهى أقل صلابة ولها درجات انصهار وغليان أقل من الفلزات الانتقالية

هـــام هـــام هـــام هام هام هام ﴿ كيف نُحددُ موقع عنصر (في الدورة و المجموعة) في الجدول الدوري ﴾

مثال : حدد موقع العنصر $_{17}X$ في الجدول الدوري

أولاً : نرتب الالكترونات على تحت المستويات $3S^2\ 3P^5$ $2S^2\ 2P^6$ $1S^2$: $_{17}X$

نحدد مستوى الطاقة الأخير ، فيكون رقم مستوى الطاقة الأخير هو نفسه رقم الدورة : اذا العنصر $_{17}X$ في الدورة الثالثة

نحدد رقم المجموعة من معرفة عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الاخير (لدينا ٧ الكترونات) : اذا العنصر $_{17}X$ يقع في المجموعة 7A

الميول الدورية (التدرج في الخواص) Periodic Trends

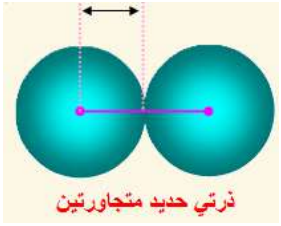
نصف القطر الذري | طاقة التأين | الميل الالكتروني | السالبية الكهربائية

أولاً : التدرج في نصف القطر الذري Trends in Atomic Radius

علل : لا يمكن قياس نصف القطر الذري مباشرة (**لأن الذرة ليس لها حدود واضحة**) ولكن توجد عدة طرق لتقدير أحجام الذرات ،

بالنسبة للعناصر التي توجد على هيئة جزيئات ثنائية الذرة يمكن تقدير المسافة بين أنويه الذرات المرتبطة في الجزئ

نصف القطر الذري : **هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين (من نوع واحد) في جزئ ثنائي الذرة**



يُقاسُ نصفُ القُطر الذري بوحدة **البيكومتر** و غالباً يدل على الحجم النسبي للذرة .

التدرج تجاه المجموعة

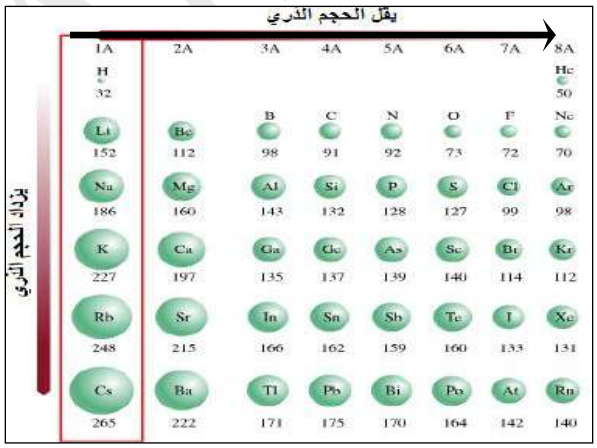
علل : يزداد نصف القطر (الحجم الذري) من أعلى المجموعة الى أسفل بزيادة العدد الذري

لزيادة عدد مستويات الطاقة وهذا يلغي تأثير الزيادة في شحنة النواة وبذلك يزيد(نصف القطر الذري) الحجم الذري

التدرج تجاه الدورة

علل : يقل نصف القطر (الحجم الذري) من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري

لزيادة شحنة النواة مع ثبات الحجب



التدرج في الحجم الذري :

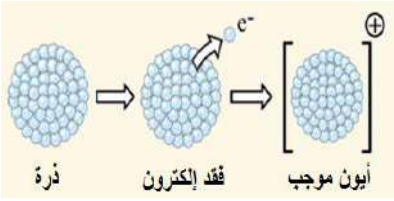
يقل الحجم الذري خلال الدورات

ويزداد كلما اتجهنا الى أسفل عبر المجموعات

ثانياً : التدرج في طاقة التأين Trends in Ionization Energy

هي الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ، و نزع إلكترون من الذرة في الحالة الغازية

مثال : عناصر المجموعة (1A) من السهل نزع إلكترون واحد منها لتكوين أيون (+) و يصعب نزع إلكترون آخر



- تسمى الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأول **بطاقة التأين الأولى** لتكون أيون (+)
- تسمى الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني **بطاقة التأين الثانية** لتكون أيون (+2)

هام : **طاقة التاين التالتة أكبر من طاقة التاين التانية و طاقة التاين التانية أكبر من طاقة التاين التانية**

التدرج تجاه المجموعة
تقل طاقة التأين في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري
لان نصف القطر الذري(الحجم الذري) يزداد و يزداد بعد النواة عن الالكترونات في المستوى الخارجي
التدرج تجاه الدورات
علل تزداد طاقة التأين في الدورة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري
زيادة شحنة النواة و ثبات الحجب
(فيصبح جذب النواة للإلكترون أصعب فتزداد طاقة جهد التأين لنقص نصف القطر)

ملحوظة طاقة التأين للغاز النبيل كبيرة جداً مقارنة بالعنصر الذي يسبقها سهولة تأين عناصر (1A) وصعوبة تأين الغاز النبيل "

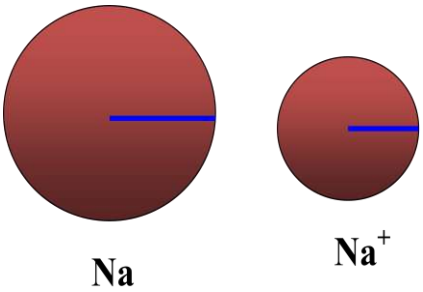
ثالثاً : التدرج في الميل الإلكتروني Trends in Electron Affinity

هي كمية الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة إلكترون أو أكثر و هي في الحالة الغازية

مثال :- $F_{(g)} + e^- \longrightarrow F^-_{(g)} + 328\ KJ$

التدرج تجاه المجموعة
يقل الميل الالكتروني في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري
لأن نصف القطر الذري(الحجم الذري) يزداد ، و بالتالي تقل قدرة النواة على جذب الإلكترون الجديد
التدرج تجاه الدورات
يزداد الميل الالكتروني في الدورات من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري
لأن نصف القطر الذري (الحجم الذري) يقل مما يسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد المضاف

رابعاً :التدرج في الحجم الأيوني Trends in Ionic Size



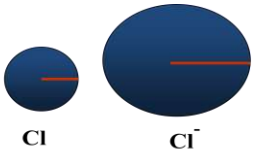
- ذرات الفلزات لها طاقة تأين منخفضة ← تُكون أيونات موجبة (+)
- ذرات اللافلزات لها طاقة تأين مرتفعة ← تُكون أيونات سالبة (-)

☺ التدرج تجاه المجموعة

علل : الأيون الموجب (الكاتيون) دائماً أقل حجماً من الذرة المتعادلة .

← وذلك بسبب فقدان إلكترونات من المستوى الخارجي مما ينتج عنه جذب النواة للالكترونات

(كاتيون Na^+ أقل في الحجم من ذرة Na ، و كاتيون Al^{+3} أقل في الحجم من Al)



علل : الأيون السالب (الأنيونات) دائماً أكبر في الحجم من الذرات المتعادلة

← و ذلك لأن قوة جذب النواة أقل لزيادة عدد الالكترونات مثال : أنيون Cl^- أكبر حجماً من Cl

☺ التدرج تجاه الدورة

يقل حجم الأيون الموجب والأيون السالب من يسار الجدول الي يمين الجدول عبر الدورة الواحدة وتزداد

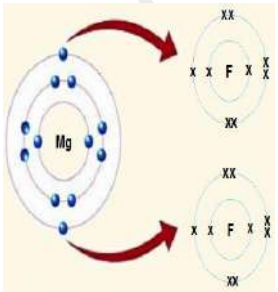
كلما تحركنا الي أسفل في المجموعات (مثال : في الدورة الثالثة B أكبر حجما من F وفي المجموعة الأولى Na أقل حجماً من CS)

خامساً : التدرج في السالبية الكهربائية Trends in Electronegativity

هي ميل ذرات العنصر لجذب الالكترونات عندما تكون مرتبطة كيميائياً بذرات عنصر آخر

التدرج في المجموعة
تقل السالبية الكهربائية في المجموعات من أعلى المجموعة الى أسفلها
لزيادة نصف القطر الذري(الحجم الذري)
التدرج في الدورة
تزداد السالبية الكهربائية في الدورات من اليسار الى اليمين (باستثناء الغازات النبيلة)
لنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري)

وتقاس بمقياس باولنج



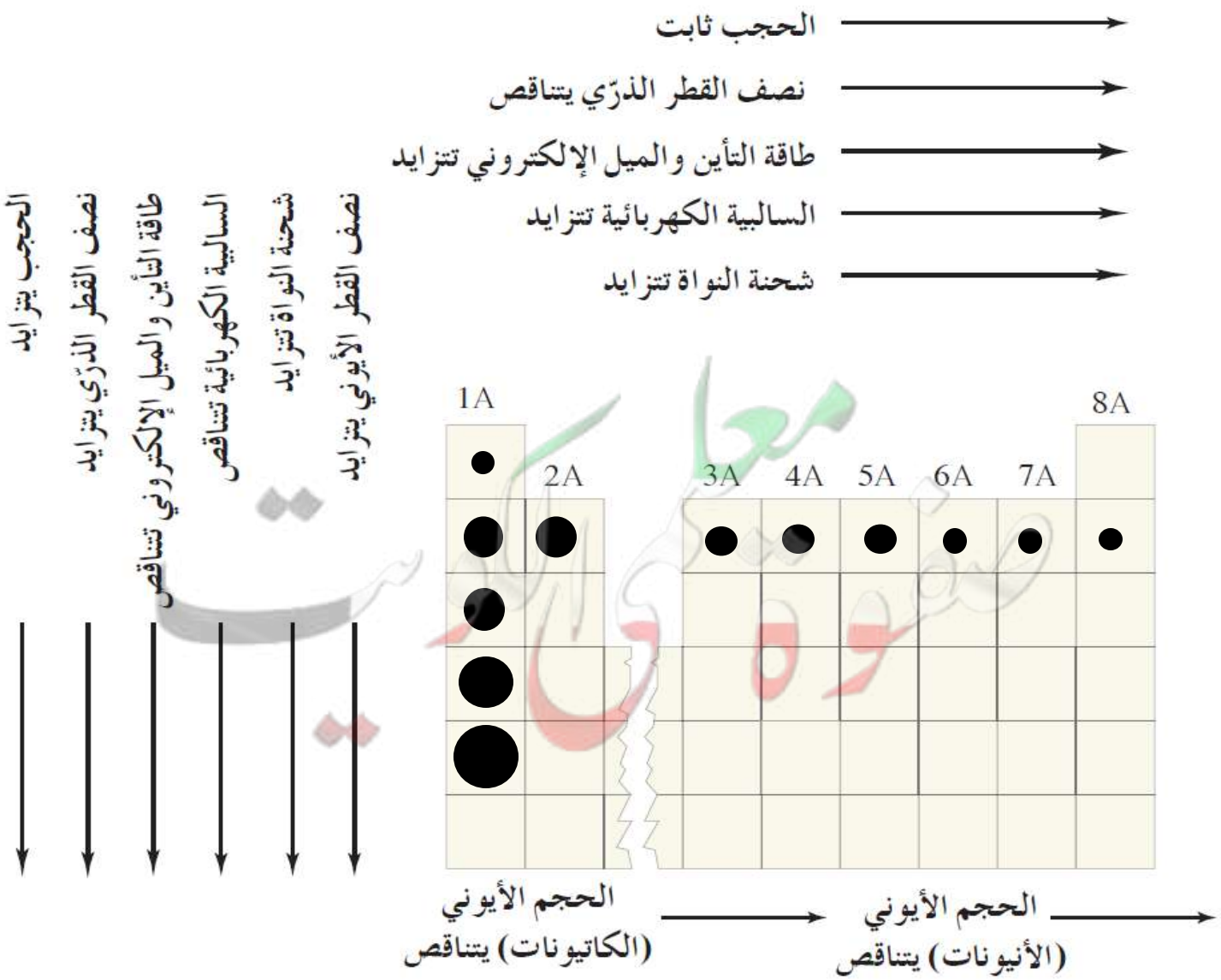
الفلزات في يسار الجدول لها سالبية كهربية منخفضة .

اللافلزات في يمين الجدول لها سالبية كهربية مرتفعة .

☺ **أكثر العناصر سالبية كهربية هو الفلور F له ميل قوي لجذب الالكترونات .**

☹ **أقل العناصر سالبية كهربية هو السيزيوم Cs له أقل ميل لجذب الالكترونات .**

﴿ ملخص التدرج في الميول الدورية ﴾



	الأكبر في الدورة		الأصغر في الدورة	
نصف القطر الذري (الحجم الذري)	الفلز القلوي	1A	الغاز النبيل	8A
طاقة التأين	الغاز النبيل	8A	الفلز القلوي	1A
الميل الإلكتروني	الهالوجين	7A	الفلز القلوي	1A
السالبية الكهربائية	الهالوجينات	7A	الفلز القلوي	1A

	التعريف	التدرج في المجموعة ↓ (من الاعلى الى الاسفل)	التدرج في الدورة ← (من اليسار الى اليمين)
نصف القطر الذري (الحجم الذري)	هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين (من نوع واحد) في جزئ ثنائي الذرة	يزداد	يقل
طاقة التأين	هى الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ، و نزع إلكترون من الذرة في الحالة الغازية	تقل	تزداد
الميل الالكتروني	هى كمية الطاقة المنطلقة عند اضافة إلكترون أو أكثر الى الذرة و هي في الحالة الغازية	تقل	تزداد
السالبية الكهربائية	هي ميل ذرات العنصر لجذب الالكترونات عندما تكون مرتبطة كيميائياً بذرات عنصر آخر	تقل	تزداد
تأثير الحجب (مستويات الطاقة)	-	يزداد	ثابت
شحنة النواة	-	تزداد	تزداد

Ahmad Hassan

☎ أربع عناصر رموزها الافتراضية هي: (X , Y , Z , M)

- العنصر (X) عدده الذري ١٥
- العنصر (Y) هو الكبريت
- العنصر (M) ينتهي ترتيبه الالكتروني بتحت المستوى $2p^4$
- العنصر (Z) من الغازات النبيلة

و المطلوب ما يلي:

١) الترتيب الالكتروني الكامل للعنصر X .....

٢) هل يعتبر العنصر Y فلز أم لافلز .....

٣) اسم العنصر M .....

٤) حدد رمز العنصر Z من بين الرموز التالية (F , He , C , Ca) ، رمز العنصر هو .....

☎ لديك عناصر رموزها الافتراضية : $_{24}W$, $_{18}Z$, $_{16}Y$, $_{11}X$ و المطلوب :

١ ﴿ عدد الالكترونات المفردة في العنصر Y يساوي .....

٢ ﴿ الترتيب الالكتروني للعنصر W لأقرب غاز نبيل هو .....

٣ ﴿ الغاز النبيل من العناصر السابقة هو .....

٤ ﴿ يقع العنصر X في الدورة ..... بينما يقع العنصر Y في المجموعة .....

٥ ﴿ نوع العنصر W حسب توزيعه الالكتروني .....

☎ عنصرين (X , Y) مرتبين في الجدول الدوري في دورة واحدة ، العنصر (Y) يقع في المجموعة الثانية ، و العنصر (X) يقع في المجموعة السابعة . فإن:

١ ﴿ العنصرين (X , Y) من العناصر (مثالية \ انتقالية) .....

٢ ﴿ العنصر الاعلى طاقة تأين من العنصرين هو العنصر ..... بينما العنصر الاكبر في نصف القطر هو .....

٣ ﴿ نصف قطر أيون العنصر (Y) ..... من نصف قطر ذرته

٤ ﴿ العنصر الأقل سالبية كهربائية هو العنصر .....

Ahmed Hassan

☎ **لديك عناصر رموزها الافتراضية :**

($_{9}Y$) $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^5$

($_{13}X$) $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^1$

($_{18}Z$) $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^6$ و المطلوب :

١ ﴿ اسم العنصر $_{9}Y$ ..... و رمزه الكيميائي .....

٢ ﴿ موقع العنصر $_{13}X$ في الجدول الدوري من حيث المجموعة و الدورة هو :

الدورة : ..... المجموعة : .....

٣ ﴿ نوع العنصرين $_{13}X$ ، $_{9}Y$ حسب التوزيع الالكتروني :

العنصر $_{13}X$ نوعه (مثالي - انتقالي) ..... بينما العنصر $_{9}Y$ نوعه .....

٤ ﴿ أعلى العنصرين ($_{18}Z$ ، $_{9}Y$) في طاقة التأين هو .....

٥ ﴿ أقل العنصرين ($_{9}Y$ ، $_{13}X$) السالبية الكهربائية .....

☎ **لديك العناصر التي رموزها الكيميائية التالية :** $_{21}Y$, $_{19}L$, $_{9}X$, $_{3}Z$ **و المطلوب :**

١ ﴿ نوع العنصر (مثالي \ انتقالي) Z ..... ، Y .....

٢ ﴿ عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لعنصر X .....

٣ ﴿ الترتيب الالكتروني لتحت المستويات للعنصر L .....

٤ ﴿ يقع العنصر Z في الدورة ..... بينما يقع العنصر L في المجموعة .....

٥ ﴿ أي العنصرين التاليين (L , Z) له أعلى جهد تأين ؟ .....

٦ ﴿ الحجم الأيوني لأنيون X^{-1} (أكبر \ أصغر) ..... من الحجم الذري للعنصر X

٧ ﴿ أي العنصرين التاليين (X , Z) له أقل سالبية كهربائية ؟ .....

Ahmed Hassan

الروابط الأيونية و المركبات الأيونية Ionic Bonding and Ionic Compounds

ما المقصود بـ " **إلكترونات التكافؤ** "

هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرات العنصر

علل : عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري متشابهة في الخواص الفيزيائية و الكيميائية

لأنها تتشابه في الترتيب الالكتروني

س ١ : يمكن معرفة عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر من خلال معرفة رقم المجموعة التي يوجد فيها .

مثال : عدد الكترونات التكافؤ للبوتاسيوم ١ لأنه يوجد في المجموعة 1A

عدد الكترونات التكافؤ للكالسيوم ٢ لأنه يوجد في المجموعة 2A

عدد الكترونات التكافؤ للأكسجين ٦ لأنه يوجد في المجموعة 6A

ملاحظة : يستثنى من القاعدة غاز الهيليوم حيث يمتلك الكترونا تكافؤ ، بالرغم من أنه يقع في المجموعة 8A

ما المقصود بـ " **التركيبات الإلكترونية النقطية** "

هي الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط

أمثلة : على الترتيبات الالكترونية النقطية

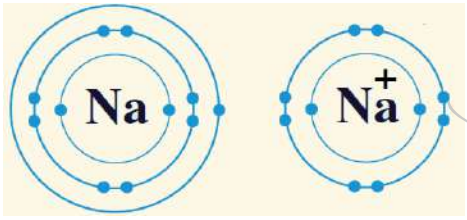
لبعض عناصر المجموعات A

Period (الدورة)	Group (المجموعة)							
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H·							He:
2	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	:O·	:F·	:Ne:
3	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	:S·	:Cl·	:Ar:
4	K·	·Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	:Se·	:Br·	:Kr:

	رقم المجموعة التي ينتمي اليها	عدد الكترونات التكافؤ	الترتيب الالكتروني النقطي	عدد الإلكترونات المكتسبة	عدد الإلكترونات المفقودة
النيتروجين $_{7}N$					-
الارجون $_{18}Ar$				-	-
الفلور $_{9}F$					-
الكالسيوم $_{20}Ca$				-	
الصوديوم $_{11}Na$				-	
الكبريت $_{16}S$					-

Ahmad Hussain
معلمة أحمد حسين

الترتيبات الإلكترونية للكاتيونات (+)



س ٣ : ما المقصود بـ " **قاعدة الثمانية** " :

تميل الذرات إلى بلوغ الترتيب الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل خلال عملية تكوين المركبات

أو ☚ " **تميل الذرة إلى اكتساب أو فقدان إلكترونات ليصبح في غلاف التكافؤ ثمانية إلكترونات** "

ملاحظة تعود تسمية قاعدة الثمانية الى الترتيب الكتروني الخارجي للغازات النبيلة ، حيث يحتوى غلاف التكافؤ للغاز النبيل على 8 الكترونات ، حيث يكون الشكل العام للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (ما عدا الهيليوم) $ns^2\ np^6$

تميل ذرات الفلزات الى **فقدان** إلكترونات التكافؤ الخاصة بها ، في حين تميل ذرات اللافلزات الى **اكتساب** الكترونات التكافؤ الخاصة بها .

الكاتيون (الايون الموجب) : **هو ذرة فقدت إلكترون أو اكثر**

تحتوي معظم الفلزات على **إلكترون** أو **إلكترونين** أو **ثلاثة** الكترونات تكافؤ و بالتالي يكون من السهل نزعها

علل : تميل ذرات الفلزات لفقد الالكترونات و تكوين كاتيونات

لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على الكترون أو الكترونين أو ثلاثة الكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الالكترونات للوصول الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل

مثال ١ : مستعيناً بالترتيبات الالكترونية النقطية اكتب الترتيب الالكتروني لكاتيون الصوديوم .

يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الصوديوم على إلكترون تكافؤ واحد و بالتالي يسهل على الصوديوم فقده .

$$_{11}Na : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 \rightarrow Na^+ : 1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$$

يحتوي غلاف التكافؤ لكاتيون الصوديوم على 8 الكترونات تكافؤ ، و يصبح الترتيب الكتروني لأيون الصوديوم مماثل

$$Na \bullet \xrightarrow[\text{للغاز النبيل (النيون)}]{\text{فقدان إلكترون تكافؤ}} Na^+ + e^-$$

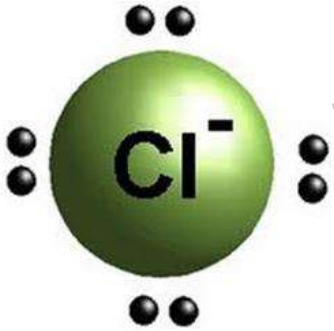
ملاحظة : أحياناً تختلف شحنات كاتيونات العناصر الانتقالية :

قد تفقد ذرة الحديد إلكترونين و يتكون ايون الحديدوز Fe^{2+}

أو قد تفقد ذرة الحديد ثلاثة الكترونات و يتكون أيون الحديديك Fe^{3+}

Ahmed Hassan

الترتيبات الإلكترونية للأنيونات (-)



ما المقصود بـ " **الأنيون** "

هو ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل الشحنة السالبة

ملاحظة : يتكون الأنيون عندما تكتسب الذرة المتعادلة الالكترونات (e^-)

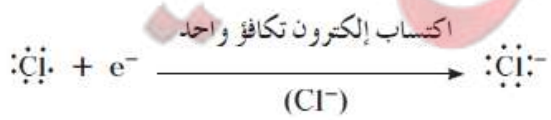
علل : تميل اللافلزات الى تكوين الأنيونات

لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على خمسة أو ستة أو سبعة الكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها اكتساب الالكترونات للوصول الى الترتيب الالكتروني لأقرب غاز نبيل

مستعيناً بالترتيبات الالكترونية النقطية اكتب الترتيب الالكتروني لانيون الكلور .

يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الكلور على سبعة الكترونات تكافؤ و بالتالي من السهل على الكلور اكتساب إلكترون .

$$_{17}Cl : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 + e^- \rightarrow Cl^- : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \underline{3s^2\ 3p^6}$$



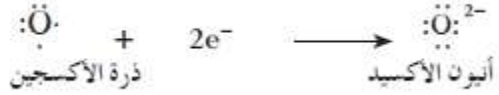
ما المقصود بـ : " **أيونات الهاليدات** "

هي ايونات تتكون عندما تكتسب ذرات الهالوجينات (F , Cl , I , Br) إلكترونات

مستعيناً بالترتيبات الالكترونية النقطية اكتب الترتيب الالكتروني لانيون الأكسيد .

يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الأكسجين على ستة الكترونات تكافؤ و بالتالي من السهل على الأكسجين اكتساب إلكترونين .

$$_{8}O : 1s^2\ 2s^2\ 2p^4 + 2e^- \rightarrow O^{2-} : 1s^2\ \underline{2s^2\ 2p^6}$$



الترتيبات الإلكترونية الشاذ لبعض العناصر عن قاعدة الثمانية

ملاحظة : بعض الأيونات الناتجة عن الفلزات الانتقالية لا تتمتع بالترتيبات الالكترونية المميزة للغاز النبيل ($ns^2\ np^2$) ،

حيث تعتبر هذه الأيونات شاذة عن قاعدة الثمانية و من الأمثلة على هذه الأيونات (Hg^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{+} , Ag^{+})

أكتب الترتيبات الالكتروني للفضة $_{47}Ag$ ، و الترتيب الالكتروني لكاتيون الفضة Ag^{+}

$_{47}Ag$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \underline{5s^1}\ 4d^{10}$

$_{46}Ag^{+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 4d^{10}$

ملاحظة هامة : لكي تبلغ الفضة الترتيب الالكتروني الخاص بالغاز النبيل الذي يسبقها في الجدول الدوري (الكريبتون $_{36}Kr$)

يجب أن تفقد ١١ إلكتروناً . و لبلوغ الترتيب الالكتروني للغاز النبيل الذي يليها في الجدول الدوري (الزينون $_{54}Xe$)

يجب أن تكتسب سبعة الكترونات .

علل لا تستطيع الفضة الوصول الى الترتيب الالكتروني للغاز النبيل **(او يشذ كاتيون الفضة $_{46}Ag$ عن قاعدة الثمانية)**

لأن الأيونات التي تحمل ثلاث وحدات من الشحنة أو أكثر نادرة الوجود ، لذلك فإن ذرة الفضة تفقد الإلكترون $5s^1$ ، و بالتالي يصبح مستوى الطاقة الخارجي (n = 4) ممتلئً بـ (18) الكترون و هو ترتيبٌ مفضلٌ نسبياً للفضة حيث ينتج كاتيون الفضة (Ag^{+})

الرابطة الأيونية Ionic Bond

هي قوى التجاذب الالكتروستاتيكية التي تربط الأيونات المختلفة بالشحنة

ما المقصود بـ " **المركبات الأيونية** " :

هي المركبات المتكونة من مجموعات متعادلة كهربائياً من الأيونات المترابطة ببعضها بقوى الكتروستاتيكية

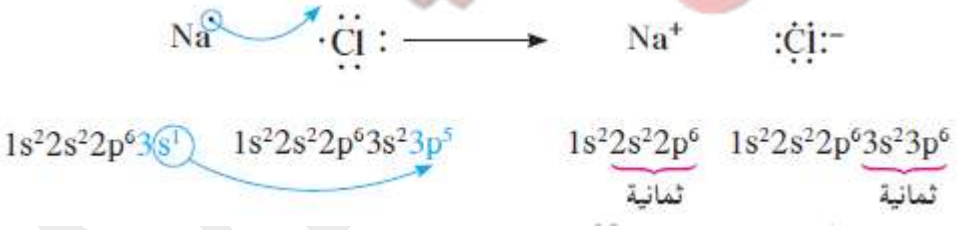
ملاحظة : في المركبات الأيونية يجب أن يكون عدد الشحنات الموجبة (**مساوياً**) لعدد الشحنات السالبة .

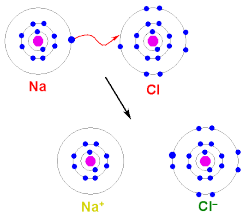
مستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية حدد الصيغة الكيميائية للمركب الناتج من اتحاد

الصوديوم ($_{11}Na$) مع الكلور ($_{17}Cl$)

يمتلك الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد و بالتالي يمكن أن يفقده بسهولة ، إما الكلور فيمتلك سبعة الكترونات تكافؤ و بالتالي من السهل أن يكتسب إلكترون واحد .

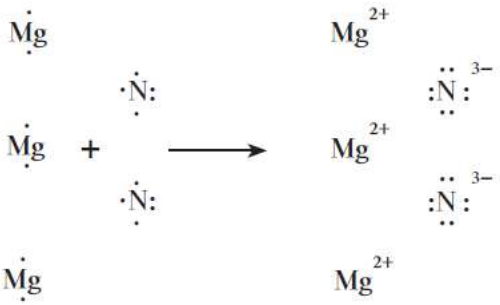
تعطي ذرة الصوديوم إلكترون تكافؤها للكلور و بالتالي يجب أن تتفاعل ذرة واحدة من الصوديوم مع ذرة واحدة من الكلور حيث ينتج كاتيون صوديوم واحد Na^+ و أنيون كلوريد واحد Cl^- تتجاذب الشحنات المختلفة ليتكون كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) .





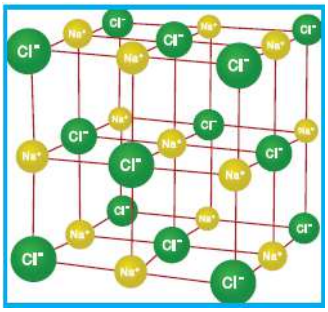
صيغة المركب الناتج (كلوريد الصوديوم) هي $NaCl$

باستخدام الترتيبات الالكترونية النقطية حدد صيغة المركب الناتج عن اتحاد النيتروجين ($_{7}N$) مع المغنيسيوم ($_{12}Mg$)



صيغة المركب الناتج (نيتريد المغنيسيوم) هي Mg_3N_2

خواص المركبات الأيونية

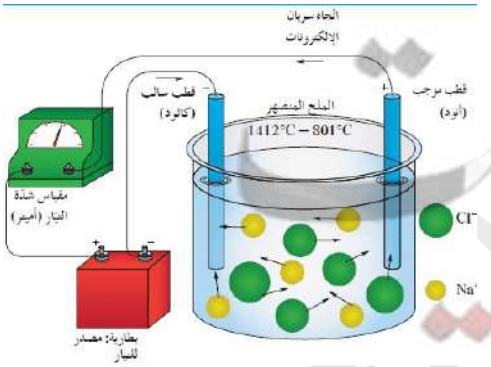


① جميع المركبات الأيونية صلبة بلورية في درجة حرارة الغرفة .

② درجات انصهارها و غليانها مرتفعة

③ توصل التيار الكهربائي في الحالة المنصهرة و في حالة المحلول (عندما تذوب في الماء)

ملاحظة : تتكون المركبات الأيونية من بلورات تترتب فيها الأيونات (الكاتيونات و الأنيونات) بطريقة تزيد من التجاذب بينها الى الحد الأقصى و تقلص من التنافر الى الحد الأدنى



و تؤدي قوى التجاذب الكبيرة الى تركيب ثابت جداً

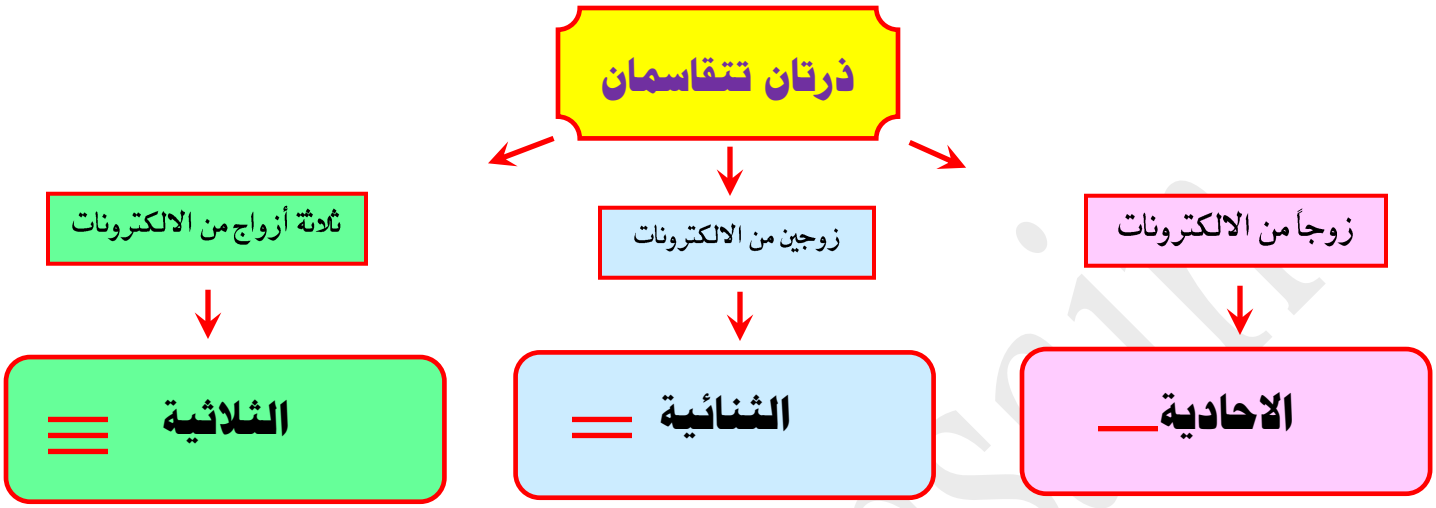
علل : توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عندما تنصهر أو عندما تكون في المحاليل المائية و لا توصل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة

لأن أيوناتها تكون حرة الحركة ، بينما في الحالة الصلبة تكون غير حرة الحركة

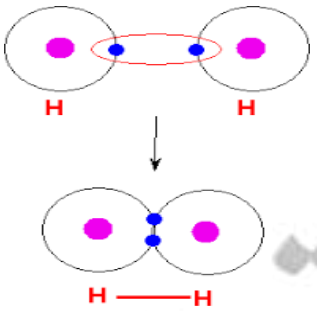
بَعضُ الأيوناتِ مُتعددةِ الذراتِ الهامة (حفظ)	
النيترات	NO_3^-
الكبريتات	SO_4^{2-}
الكربونات	CO_3^{2-}
الفوسفات	PO_4^{3-}
الهيدروكسيد	OH^-
الأمونيوم	NH_4^+

Ahmad Hussain

الرابطة التساهمية Covalent Bond



الرابطة التساهمية الأحادية



هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوج من الإلكترونات

مثال : (تكوين جزئ الهيدروجين H_2)

تمتلك كل ذرة هيدروجين إلكترون تكافؤ واحد ، و بالتالي ستساهم كل ذرة بإلكترون واحد لتكوين الرابطة في الجزئ

ملاحظة : تكمل كل ذرة هيدروجين غلاف تكافؤها من خلال مشاركة الإلكترون مع الذرة الأخرى لتصل الى الترتيب الالكتروني للغاز النبيل (الهيليوم)

ملاحظة : يمثل زوج الإلكترونات المكون للرابطة بخط H – H ، و يسمى هذا التمثيل بالصيغة البنائية .

س ١٥ : ما المقصود بـ " **الصيغ البنائية** "

هي صيغ كيميائية توضح ترتيب الذرات في الجزيئات و الأيونات عديدة الذرات

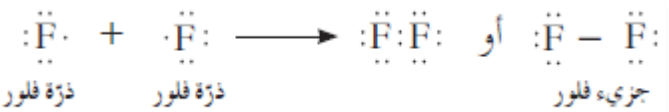
ملاحظة : تسمى الوحدة البنائية للمركبات الأيونية " **وحدة صيغية** "

في حين تسمى الوحدة البنائية المركبات التساهمية " الجزئ "

◇ **علل** : لا تمتلك المركبات الأيونية صيغاً جزيئية . ← " **لأنها لا تتكون من جزيئات** "

تطبيق قاعدة الثمانية في الرابطة التساهمية

مثال : جزئ الفلور F_2

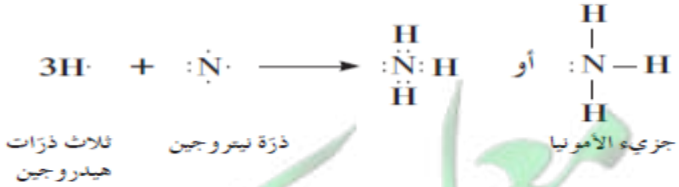


تمتلك كل ذرة فلور سبعة الكترونات تكافؤ و بالتالي تحتاج لإلكترون واحد لتكمل غلاف تكافؤها ، لذلك تتقاسم ذرتا الفلور زوجاً من الالكترونات لتتكون رابطة تساهمية أحادية و بالتالي تكمل كل ذرة فلور غلاف تكافؤها بثمانية الكترونات

ملاحظة : تسمى أزواج الكترونات التكافؤ التي لم تساهم في تكوين الرابطة " بأزواج الالكترونات غير المشاركة "

ارسم الصيغة الالكترونية النقطية لجزئ الامونيا NH_3

تساهم كل ذرة من ذرات الهيدروجين الثلاثة بإلكترون مع ذرة نيتروجين واحدة حيث تصل جميعها الى الترتيب الالكتروني للغاز النبيل



مُلاحظة : يحتوي جزئ الامونيا على ثلاث روابط أحادية و زوج الكترونات تكافؤ غير مشاركة (غير مرتبطة)

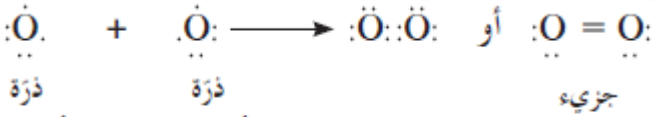
الرابطة التساهمية الثنائية

(من الأمثلة عليها غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، O = C = O)

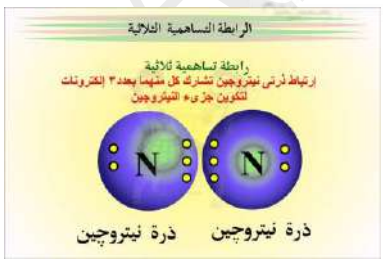
هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الالكترونات

مثال : جزئ الأكسجين O_2

تحتوي كل ذرة أكسجين على ستة الكترونات تكافؤ ، و بالتالي ستساهم كل ذرة بزوج من الكتروناتها مع ذرة أكسجين أخرى لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية الكترونات



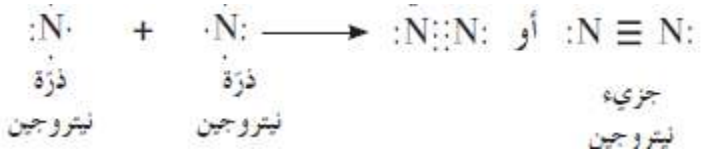
الرابطة التساهمية الثلاثية



هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الالكترونات

مثال : جزئ النيتروجين N_2

تحتوي كل ذرة نيتروجين على خمسة الكترونات تكافؤ و بالتالي ستساهم كل ذرة ثلاثة الكترونات مع ذرة نيتروجين لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية الكترونات



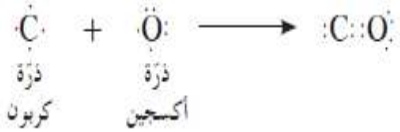
الرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond

أول أكسيد الكربون CO | كاتيون الأمونيوم NH_4^+ | كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+

هي رابطة تساهم فيها ذرة واحدة بكل من الكترونات الرابطة

أو (تتقاسم زوج الالكترونات ذرة واحدة بين ذرتين).

مثال ١ : **غاز أول أكسيد الكربون** CO



– نلاحظ من المعادلة السابقة اكتمال غلاف التكافؤ لذرة الاكسجين بثمانية الكترونات

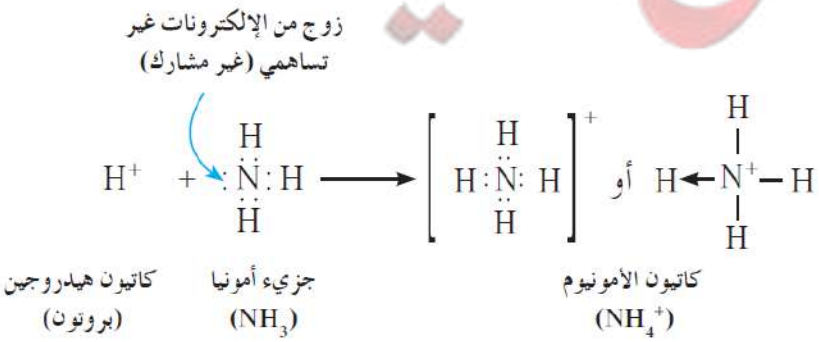
في حين أن ذرة الكربون لم تصل الى الترتيب الثماني ، و لحل هذه المشكلة ستمنح ذرة الأكسجين زوجاً من الكتروناتها غير

المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الكربون و الاكسجين و تسمى هذه الرابطة (بالرابطة التناسقية)

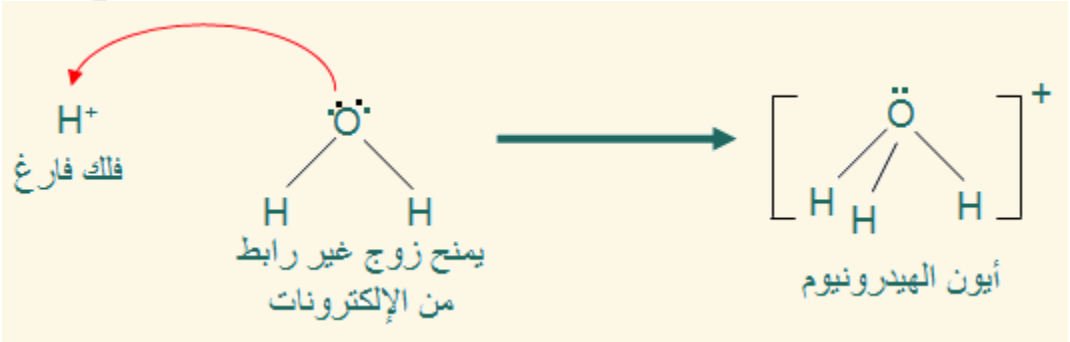
ملاحظة : تمثل الرابطة التناسقية بسهم يتجه من الذرة المانحة للزوج الالكتروني الى الذرة المستقبلة : C≦O : أو :C::O:

مثال ٢ : **كاتيون الأمونيوم** NH_4^+

ملاحظة : يتكون كاتيون الأمونيوم عندما ينجذب كاتيون هيدروجين +H الى الزوج الإلكتروني غير المرتبط لجزئ الامونيا NH_3



مثال ٣ : **كاتيون الهيدرونيوم** H_3O^+



اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي للجزيئات التالية :

١ – أول أكسيد الكربون CO .....

٢ – ثاني أكسيد الكربون CO_2 .....

٣ – كلوريد الهيدروجين HCl .....

٤ – سيانيد الهيدروجين HCN .....

☎ **اكتب صيغة الأيون المتكون عندما تفقد ذرات العناصر التالية إلكترونات تكافئها :**

الألمنيوم $_{13}Al$	الكالسيوم $_{20}Ca$	الليثيوم $_{3}Li$	البيريليوم $_{4}Be$

☎ **صنف المركبات التالية بين أيونية و تساهمية :**

$CaCl_2$ - CO_2 - H_2S - $MgBr_2$ - H_2O - Na_2S

المركبات الايونية	المركبات التساهمية

☎ **أكتب صيغة الأيونات الموجودة في المركبات التالية :**

	KCl
	$BaSO_4$
	$MgBr_2$
	Li_2CO_3

☎ **أكمل الجمل والعبارات التالية بما يناسبها علمياً :**

① عندما تفقد الذرة إلكترونا أو أكثر فإنها تتحول الى .....

② الترتيب الإلكتروني للكاتيون Mg^{2+} يشبه الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل .....

☎ **أكتب كلمة (صحيحة) أمام العبارة الصحيحة ، وكلمة (خطأ) أمام العبارة الخاطئة فيما يلي :**

1 – تكتسب ذرة الكبريت الكترونين للوصول للترتيب الالكتروني للغاز النبيل الأقرب ويسمى الأيون الناتج كاتيون [ ]

2 – الترتيب الإلكتروني لكل من كاتيونات Ag^{+} و Cd^{2+} يشذ عن قاعدة الثمانية [ ]

☺ لديكَ العناصرُ الافتراضيةُ التاليةُ :

$_{16}D$, $_{7}A$, $_{11}Y$, $_{1}X$ و المطلُوبُ :

مُستعيناً بالترتيباتِ الإلكترونيةِ النُقطيةِ حدد الصيغةَ الكيميائية للمركب الناتجِ من اتحاد ($_{11}Y$) مع ($_{16}D$) و اذُكر نوَع الرابطةِ المتكونةِ

اسم الرابطة المتكونة : .....

باستخدامِ الترتيباتِ الالكترونيةِ النُقطيةِ وضحَ كيف يرتبطُ العنصر ($_{7}A$) مع العنصر ($_{1}X$) و اذكر اسم الرابطةِ المتكونةِ

اسمُ الرابطةِ المتكونةِ : .....

مُستعيناً بالترتيباتِ الإلكترونيةِ النُقطيةِ حدد اسمَ و صيغةَ المركبِ الناتجِ من اتحادِ الصوديوم ($_{11}Na$) مع الكلور ($_{17}Cl$)

اسمُ المركبِ الناتج : .....

باستخدامِ الترتيباتِ الالكترونيةِ النُقطيةِ حدد اسم و صيغة المركب الناتج عن اتحادِ النيتروجينِ ($_{7}N$) و الهيدروجينِ ($_{1}H$)

اسمُ المركبِ الناتج : .....

Ahmad Hussain

كيمياء العناصر Chemistry of elements

القطاع S

القطاع p

الفلزات القلوية

الفلزات القلوية الأرضية

هي عناصر المجموعة 1A و التي تقع الكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns^1

و تشمل (الليثيوم Li ، الصوديوم Na ، البوتاسيوم K ، الروبيديوم Rb ، السيزيوم Cs ، الفرانسيوم Fr)

تحتوي المسطحات الملحية على كميات هائلة من أملاح عناصر المجموعة 1A مثل(KCl , NaF , NaCl)

الخواص الفيزيائية
تتميز ببريق لمعاني
جيدة التوصيل للحرارة
جيدة التوصيل للكهرباء
درجات انصهارها منخفضة
كثافتها منخفضة
سالبيتها الكهربائية منخفضة
لها قوامُ الصلصالِ المُتماسكِ

و هي لينةٌ يمكن قطعها باستخدام السكين

3 Li الليثيوم

11 Na الصوديوم

19 K البوتاسيوم

37 Rb الروبيديوم

55 Cs السيزيوم

87 Fr الفرانسيوم

علل : لا تُوجدُ فلزات المجموعة 1A منفردة في الطبيعة.**لنشاطها و فاعليتها الكبيرة** .

الصوديوم Na

يحضر الصوديوم عن التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم

أذكر أهم استخدامات الصوديوم

① تبريد المفاعلات النووية
② مصدر ضوئي في مصابيح بخار الصوديوم
③يستخدم في إنتاج الكثير من المواد الكيميائية

(مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، هيبوكلوريت الصوديوم NaClO)

يستخدم **هيدروكسيد الصوديوم** NaOH في **تسليك البالوعات من العوائق**

يستخدم **هيبوكلوريت الصوديوم** NaClO **في تبييض الملابس** .

علل : سطح الصوديوم اللين و المقطوع حديثاً يتميز بوميض فضي سرعان ما ينطفئ لمعانه عند تعرضه للهواء .

لأنه يتفاعل بسرعة مع بعض مكونات الهواء الجوي .

علل : يستخدم الصوديوم في تبريد المفاعلات النووية .

لانخفاض درجة انصهاره و ارتفاع درجة غليانه و توصيله الجيد للحرارة و سهولة ضخه عبر لب المفاعل النووي حيث يمتص الحرارة بسرعة

الخواص الكيميائية

(أ) التفاعل مع الماء

ملاحظة : تتفاعل فلزات المجموعة 1A **بشدة مع الماء** منتجاً **غاز الهيدروجين و محلول من هيدروكسيد الفلز** .

مثال ① : أكتب معادلة تفاعل الصوديوم مع الماء البارد $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

② : أكتب معادلة تفاعل البوتاسيوم مع الماء $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$

◇ **علل** : يجب ارتداء قفازات واقية عند التعامل مع الفلزات القلوية

لأنها تتفاعل بقوة مع الرطوبة الموجودة في جلد الإنسان .

(ب) التفاعل مع الأكسجين

ملاحظة : تتفاعل الفلزات القلوية مع الأكسجين لتنتج مركبات صلبة تسمى ﴿ **الأكاسيد** ﴾

مثال ①: أكتب معادلة تفاعل الصوديوم مع أكسجين الهواء الجوي $4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$

مثال ②: أكمل المعادلة التالية $4K + O_2 \rightarrow$ .....

مثال ③ : أكمل المعادلة التالية $2Cs + O_2 \rightarrow$ .....

(جـ) التفاعل مع الهالوجينات

ملاحظة : تتفاعل القلويات مباشرةً مع الهالوجينات (عناصر المجموعة 7A) **و تتكون** ﴿ **الاملاح** ﴾

مثال ① اكتب معادلة تفاعل الصوديوم مع الكلور $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

مثال ② أكمل المعادلة التالية $2K + Cl_2 \rightarrow$ .....

◇ **علل** : يتم تخزين الفلزات القلوية تحت سطح الزيت أو الكيروسين.

لكي لا تتفاعل مع مكونات الهواء الجوي

الفلزات القلوية الأرضية

هي عناصر المجموعة 2A و التي تقع الكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns^2

4
Be
البيريليوم

12
Mg
المغنسيوم

20
Ca
الكالسيوم

38
Sr
السترانشيوم

56
Ba
الباريوم

88
Ra
الراديوم

و تشمل (**البيريليوم** Be ، **المغنيسيوم** Mg ، **الكالسيوم** Ca، **السترانشيوم** Sr ، **الباريوم** Ba , **الراديوم** Ra)

تَستخدمُ الحيوانات الصدفية (المحار) و الشعب المرجانية **كاتيونات الكالسيوم** Ca^{2+} في بناء هياكلها

☺تُعتبرُ أكثر صلابةً من الفلزاتِ القلويةِ و أقل نشاطاً منها و أقلُ ذوباناً في الماء

◇ **علل** : أطلق الكيميائيون على فلزات المجموعة 2A اسم " الأرضيات " .

☚ **لأن تركيبها لا يتغير بالنار** .

◇ **علل** : لا يلزم تخزين فلزات المجموعة 2A تحت سطح الزيت

⊂ **لأنها نشاطها أقل اذا ما قورنت بعناصر المجموعة** 1A .

الخواص الفيزيائية
① صلبة
② لها بريق لمعاني

◇ **علل** : تتميز فلزات المجموعة 2A ببريق لمعاني سرعان ما ينطفئ في الهواء .

☚ **لتكون طبقة أكيد رقيقة و قوية تعمل على حماية الطبقة الخارجية لهذه الفلزات** .

☜ يستخدم المغنيسيوم كمون رئيسي في **عدد من السبائك ذات الكثافة المنخفضة** و مقاومة الشد العالية .

☜ و يُستخدم المغنيسيوم في **حماية الحديد من الصدأ**

Ca الكالسيوم

☺ ينتُج الكالسيوم عن التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الكالسيوم

يُعرفُ أكسيد الكالسيوم CaO بالجير الحي .
يمكن الحصول على أكسيد الكالسيوم بتسخين الحجر الجيري (كربونات الكالسيوم) $CaCO_3$ عند درجة حرارة مرتفعة
$CaCO_3 \xrightarrow{900\ C} CaO + CO_2$
يسمى تفاعل الجير الحي مع الماء بـ الإطفاء و يسمى المركب الناتج بـ الجير المطفأ أو (هيدروكسيد الكالسيوم)
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
يُستخدمُ الجيرُ المطفأُ (هيدروكسيد الكالسيوم) في الكشف عن غاز ثاني أكسيد الكربون و ذلك بتمرير هذا الغاز على أنبوب يحتوي هذا المحلول حيث يتكون راسب من كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ وفقاً للمعادلة التالية :
$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

Mg

الخواص الكيميائية

- يتفاعل الكالسيوم مع الماء البارد , بينما لا يتفاعل المغنيسيوم مع الماء البارد .
- اكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل المغنيسيوم مع الماء الساخن $Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$
- اكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل الكالسيوم مع الماء $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- يحترق المغنيسيوم بلهب ابيض ساطع ، تبعاً للمعادلة التالية : $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$
- اكتب معادلة احتراق الكالسيوم في جو من الهواء $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$
- أكتب معادل تفاعل الباريوم مع الأكسجين .....
- تتفاعل الفلزات مع الهالوجينات و تعطي الهاليدات المقابلة .
- أكمل المعادلة التالية : $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$
- اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل الكالسيوم مع الفلور : $Ca + F_2 \rightarrow CaF_2$

﴿ و الله ولي التوفيق ﴾