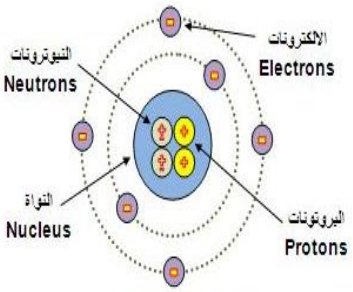
2025

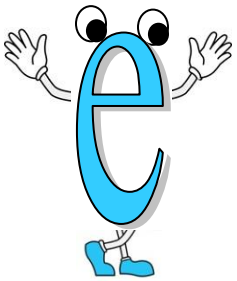
الالكترونات في الذرات و الدورية الكيميائية

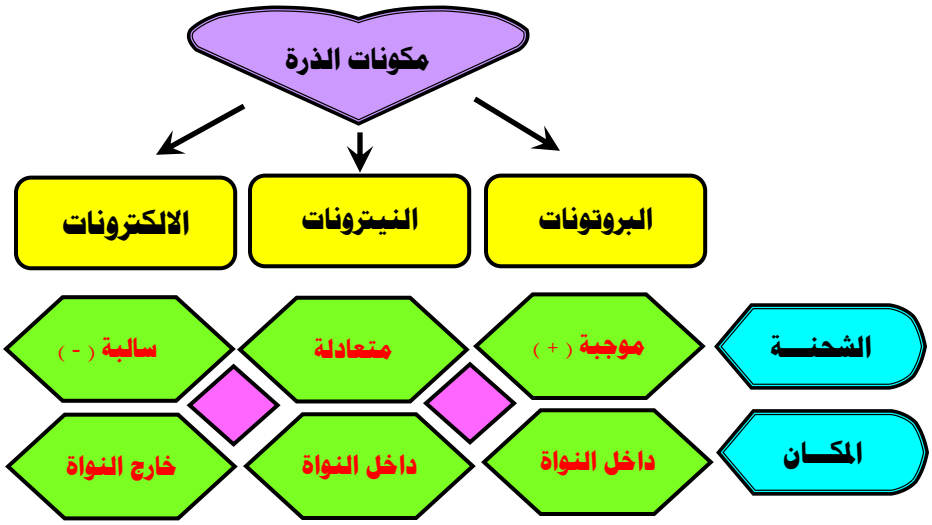
2024

﴿ تطور النماذج الذرية ﴾

ما هي 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 (**علل** : يصعب تحديد مكان الالكترون)

﴿ بسبب حركة الالكترونات الموجبة السريعة حول النواة و التي تزيد على 2000Km في الثانية ﴾

النماذج الذرية Atomic Models

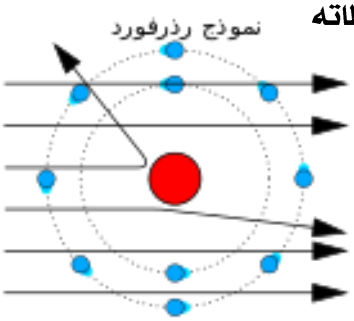
نموذج رزرفورد ← نموذج بور ← النموذج الميكانيكي الموجي

وضع العالم رذرفورد نموذجه عن الذرة ومكوناتها على أساس تجربة قام بها العالمان جيجر و مارسيديان تحت اشراف:

تجربة رذرفورد:

تم ارسال سيل من جسيمات ألفا موجبة الشحنة (+) على شريحة من الذهب وسجل ملاحظاته

و وضع مجموعة من الفرضيات و هي :



1 ﴿معظم الذرة فراغ ، (علل : **حجم النواة صغير جداً بالنسبة لحجم الذرة**)

2 ﴿ يوجد في الذرة نوعان من الشحنات (البروتونات موجبة الشحنة (+) و توجد داخل النواة)

(الالكترونات سالبة الشحنة (-) و تدور حول النواة)

3 ﴿ الذرة متعادلة كهربائياً (علل : **لأن عدد الشحنات الموجبة تساوي عدد الشحنات السالبة**)

4 ﴿ شبه الذرة بالمجموعة الشمسية (حيث تدور الالكترونات السالبة حول النواة)

5 ﴿ تتركز كتلة الذرة في النواة (علل : **لأن كتلة الالكترونات صغيرة جداً مقارنة بكتلة مكونات النواة** (البروتونات و النيترونات)

6 ﴿ تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة

7 ﴿ عندما يدور الالكترون حول النواة لا يلتصق به (علل **لأنه عندما يدور الالكترون حول النواة يخضع لقوتين** :

(الأولى : قوة جذب النواة للإلكترونات)

(الثانية : قوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة)

Ahmad Hussain

ثانياً : نموذج بور

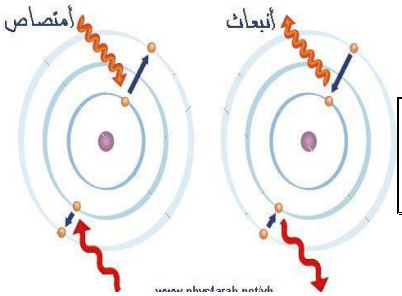
❁ درس بور طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين ووضع نموذجه والذي يقول فيه أن :

① الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت .

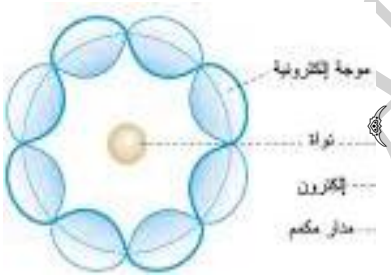
②للذرة عدد من المدارات لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة كل مداره مستوى معين من الطاقة يشار إليه بالحرف (n) يبدأ من (١ الى ∞)

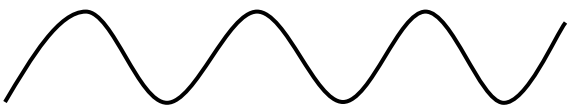
③لا يُشعُ الإلكترون الطاقة ولا يمتصها مادام يدور في المسار نفسه حول النواة

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



ثالثاً :النموذج الميكانيكي الموجي للذرة (نموذج شرودينغر)





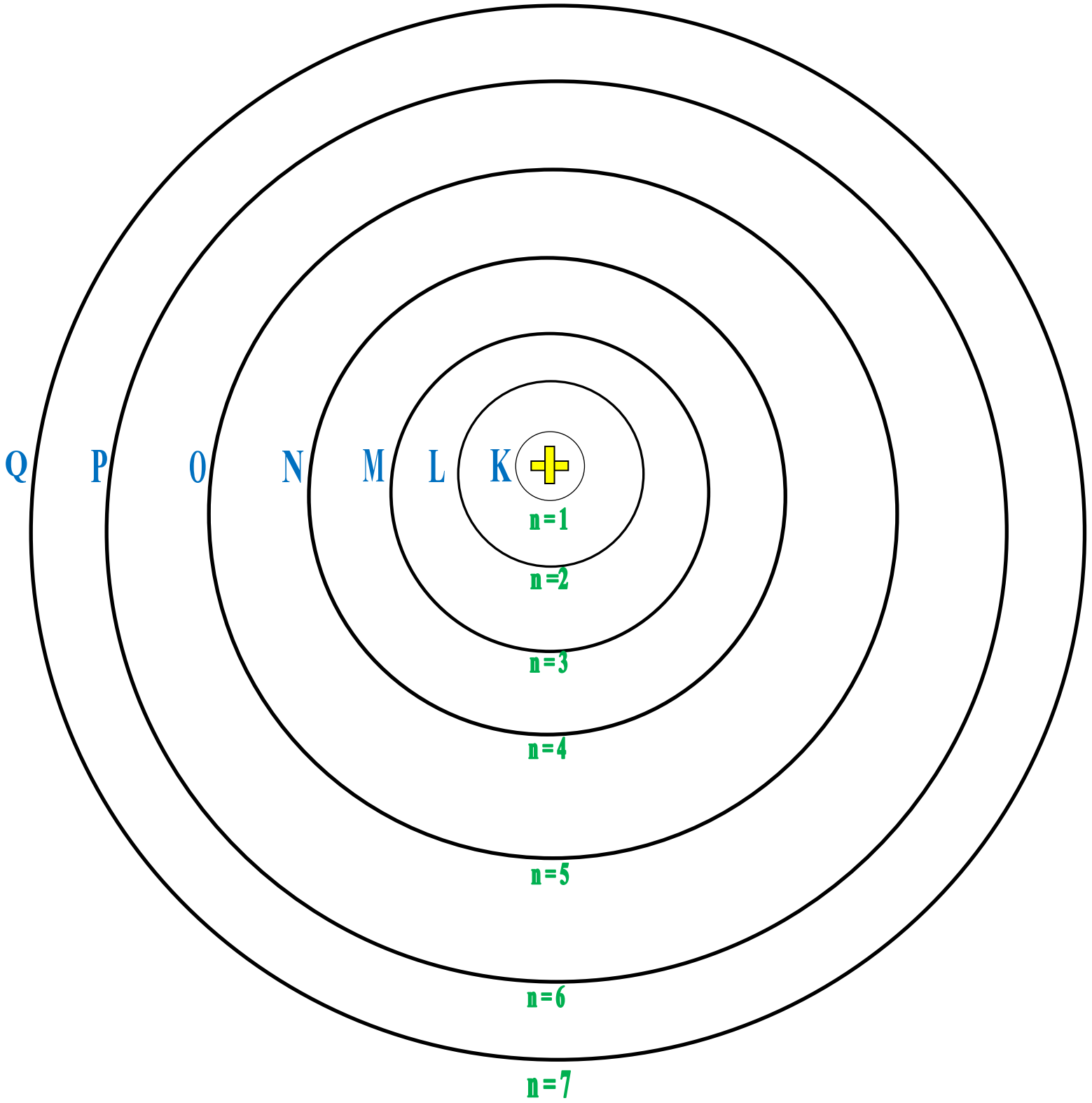
❁ يوضح حركة الإلكترونات حول النواة معتمداً على طبيعته الموجية و قد نَتج عن حل معادلة شرودينغر ثلاثة أعداد للكم

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

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

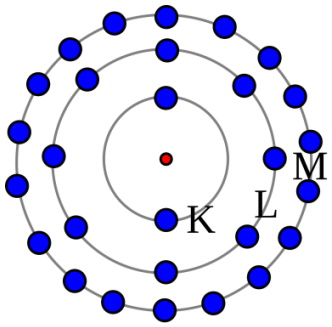
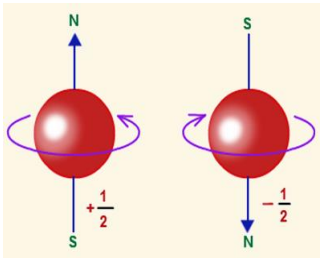
Ahmad Hussain

مستويات الطاقة الرئيسية مع الرمز الدال على كل مستوى في الذرة :



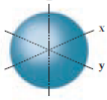
أعداد الكم الاربعة Quantum Numbers

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

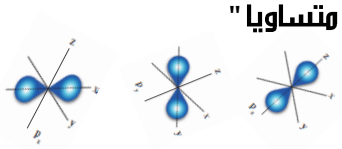
عدد الكم الرئيسي (n)	عدد الكم الثانوي (ℓ)	عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ)	عدد الكم المغزلي (ms)
هو عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة وكذلك طاقة المستوى ويحدد بعده عن النواة	**يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة**	**يحدد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ**	**يحدد عدد الكم المغزلي 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 و هذا 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		

Ahmed Hussain

أشكال الأفلاك الذرية :

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

❁ **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



Px Py Pz

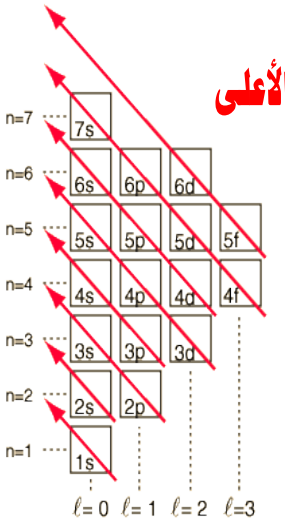
ترتيب الالكترونات في الذرة Electrons Configuration in Atoms

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 أولاً مبدأ أوفباو (مبدأ البناء التصاعدي) :



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

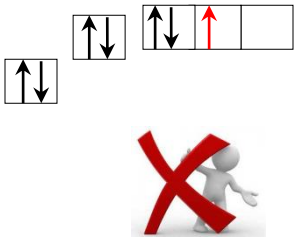
مثال : التوزيع الالكتروني للسكانديوم $_{21}Sc$: $1S^2 \quad 2S^2 \quad 2P^6 \quad 3S^2 \; 3P^6 \quad \underline{4S^2 \quad 3d^1}$

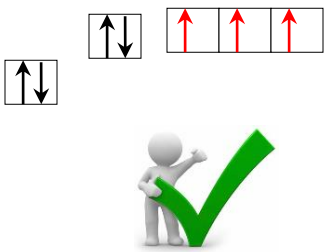
علل : تحت المستوى 4s قبل 3d ← لأن طاقة تحت المستوى 4s أقل من طاقة تحت المستوى 3d

② ثانياً 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 النيتروجين $_7N$





Ahmad Hussain

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

Ahmed Hussain

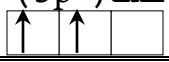
③ **ثالثاً** : **مبدأ باولي للاستبعاد**

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 الرئيسي و الثانوي و المغناطيسي 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 الرئيسي و الثانوي و المغزلي 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 الرئيسي و الثانوي و المغناطيسي و يختلفان في عدد الكم **المغزلي**

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

Amad.Hussain

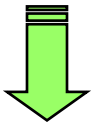
❖ استثناءات في الترتيب الالكتروني (الكروم $_{24}Cr$ و النحاس $_{29}Cu$) :

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 :-

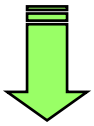
$_{24}Cr$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$ $3d^9$



الترتيبات الالكترونية الصحيحة التالية

$_{24}Cr$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^1$ $3d^5$

$_{29}Cu$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$ $3d^9$



$_{29}Cu$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^1$ $3d^{10}$

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 $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$ $3d^9$

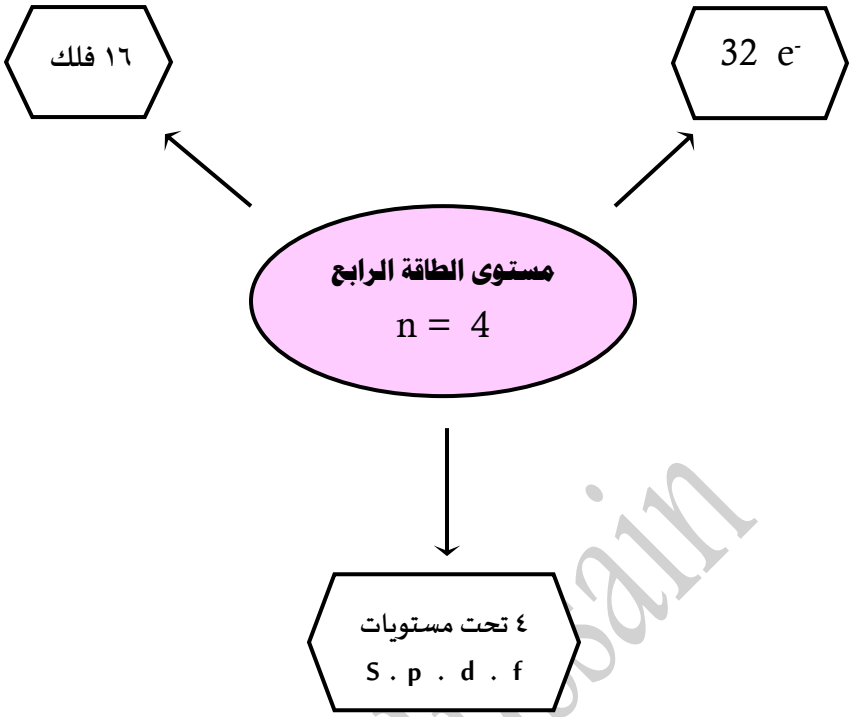
لأن تحت مستوى الطاقة d يكون أكثر استقراراً عندما يكون ممتلئ بالكامل

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 $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$ $3d^4$

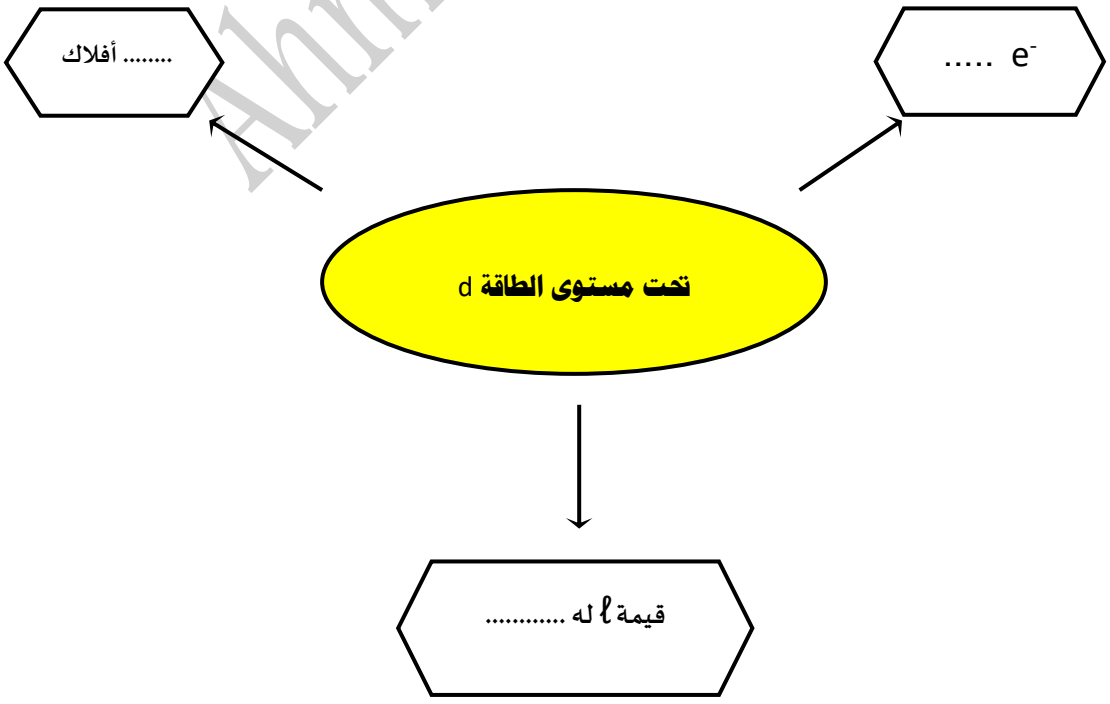
لأن تحت مستوى الطاقة d يكون أكثر استقراراً عندما يكون نصف ممتلئ

Ahmad.Hus...in

❁ **أمثلة تدريبية** : مستوى الطاقة الرابع يحتوي :



أكمل التالي : تحت مستوى الطاقة d يحتوي على :



Ahmad.Hussain

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 :

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

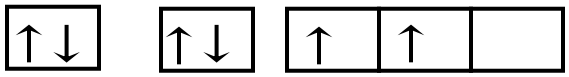
$_{20}Ca$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$

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

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

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

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] $4s^1$

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

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

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

Ahmad.Hussain

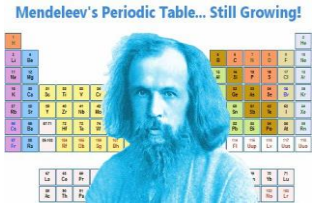
☎ **علل ما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً**

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

تطور الجدول الدوري Periodic Table

أولاً : جدول مندليف 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

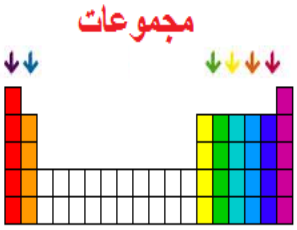
لها خواص متشابهة موضوعه جنباً إلى جنب في صفوف أفقية " و هو أول جدول دوري ترتب فيه العناصر للتشابه في خواصها .

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

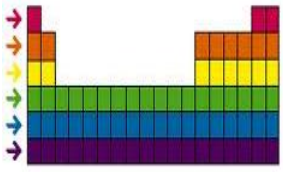
10 B 8A



المجموعات أو (العائلة)

هي العمود 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 18 مجموعة (منها 8 مجموعات رئيسية A و يحتوي على 10 مجموعات فرعية B)

يحتوي الجدول على 7 دورات رئيسية **و دورتان فرعيتان** (اللانثانيدات و الاكتينيدات)

- تحتوي **الدورة الأولى** في الجدول الدوري على عنصرين (الهيدروجين و الهيليوم) ، و تحتوي كلٌ من **الدورة الثانية و الثالثة** على ٨ عناصر

و تحتوي كلٌ من الدورة الرابعة و الخامسة على ١٨ عنصر ، بينما تحتوي الدورة السادسة على ٣٢ عنصر

Ahmad Hussain

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

الفلزات	اللافلزات	أشباه الفلزات
تشمل العناصر الواقعة على يسار و اسفل الجدول ماعدا الهيدروجين	تشمل عناصر الجزء النيون العلوي من الجدول الدوري	هي العناصر المجاورة للخط الفاصل بين الفلزات و اللافلزات و تستخدم كأشباه موصلات للكهرباء
تتميز الفلزات بـأنها : صلبة و توصل الكهرباء و توصل الحرارة ولها بريق لمعاني و قابلة للطرق و السحب	تتميز اللافلزات بـ : ليس لها بريق لمعاني و لا توصل الحرارة و لا توصل الكهرباء و 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) **الفلزات القلوية** كما تسمى عناصر المجموعة (2A) **الفلزات القلوية الأرضية**

وتسمى عناصر المجموعة 7A **الهالوجينات** و عناصر المجموعة 8A **الغازات النبيلة**

☺ 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

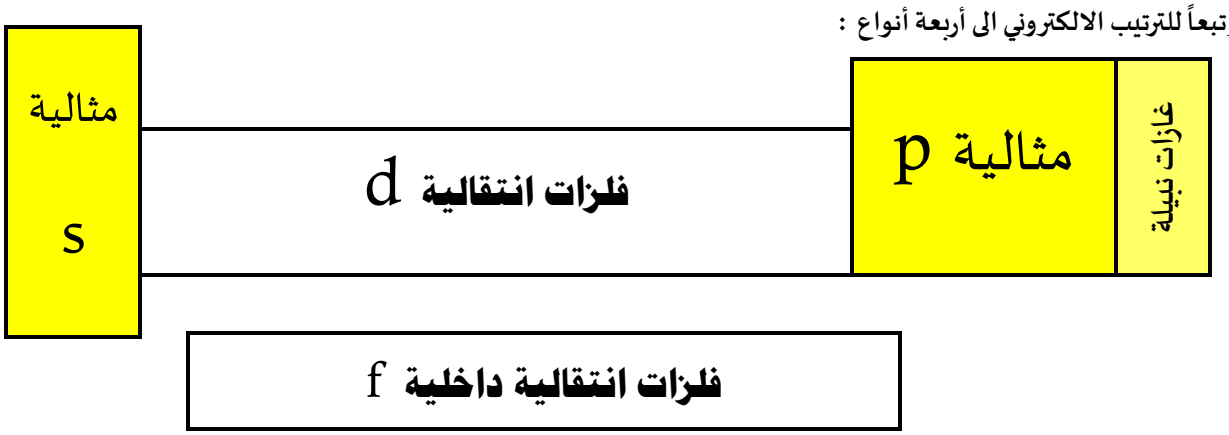
ملحوظة : يستخدم الكلور و البروم في تطهير أحواض السباحة و النحاس و الفضة فلزان موصلين ممتازين للكهرباء والحرارة

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

Ahmad.Hussain

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) جزئيا 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

أولا : نرتب الالكترونات على تحت المستويات $3S^2\ 3P^5$

$_{17}X$: $1S^2\ \ 2S^2\ 2P^6$

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

Ahmad

الميول الدورية (التدرج في الخواص) Periodic Trends

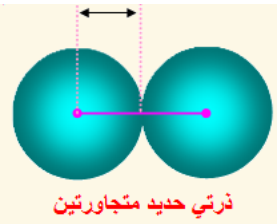
نصف القطر الذري | طاقة التأين | الميل الالكتروني | السالبية الكهربائية

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**


ذرتي حديد متجاورتين

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

التدرج تجاه المجموعة

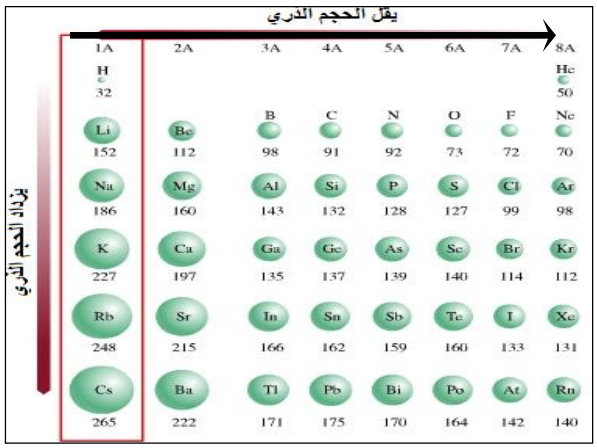
علل : يزداد نصف القطر (الحجم الذري) من أعلى المجموعة الى أسفل بزيادة العدد الذري

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



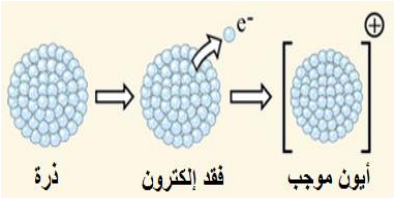
التدرج في الحجم الذري (نصف القطر الذري) :

يقل الحجم الذري خلال الدورات

ويزداد كلما اتجهنا الى أسفل عبر المجموعات

Ahmad Hussain

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 التأين الثالثة أكبر من طاقة التأين الثانية و طاقة التأين الثانية أكبر من طاقة التأين الاولى

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

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 الدورة
يزداد الميل الالكتروني في الدورة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري

ملاحظة : اعلى عناصر الجدول الدوري في الميل الالكتروني هو الكلور Cl

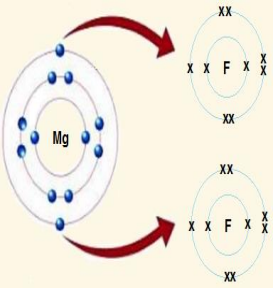
Ahmad Nasser

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 الإلكترونات .

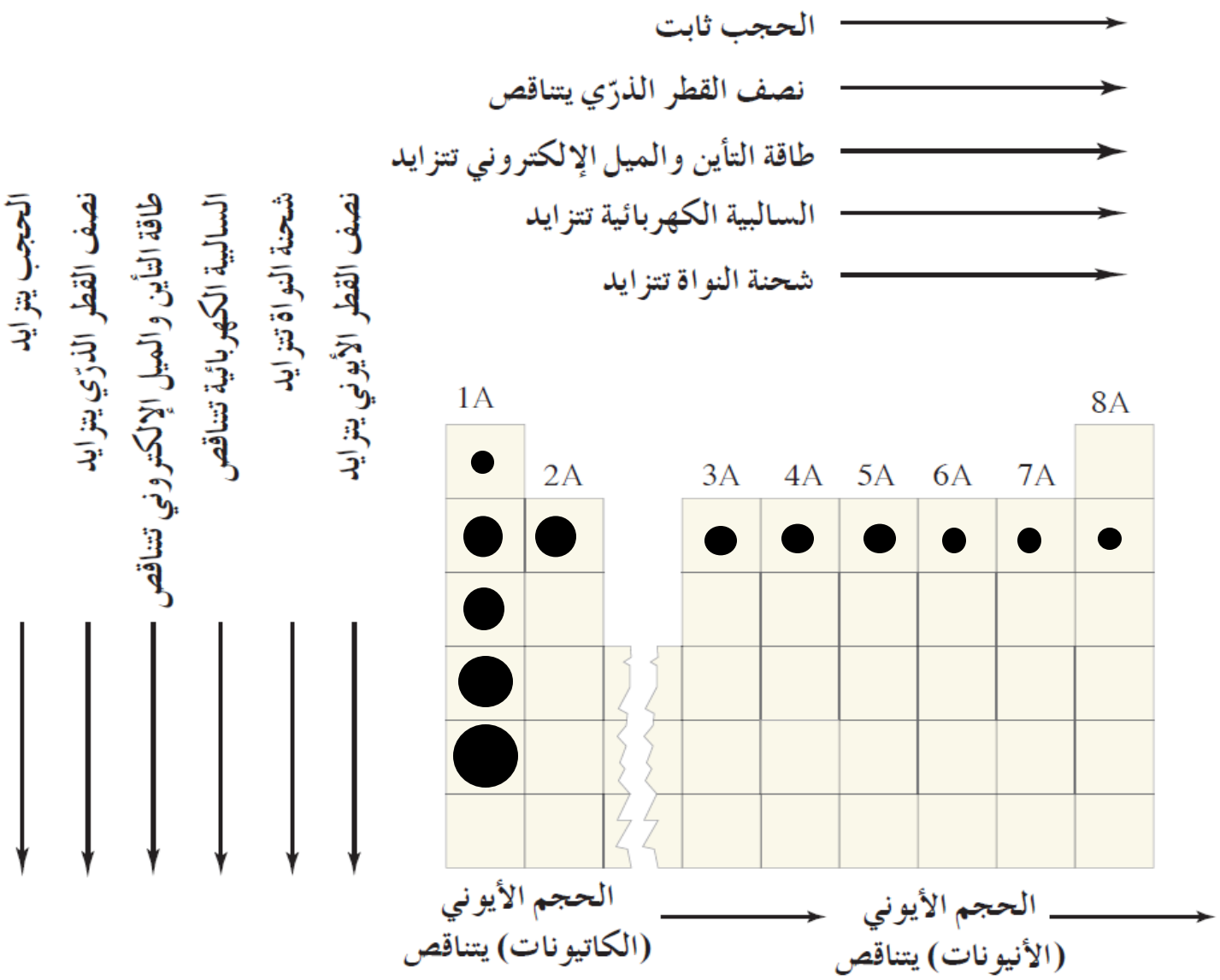
☹ \أقل العناصر سالبية كهربية هو \السيزيوم Cs له أقل ميل لجذب الالكترونات .

Ahmad Hussain

ملاحظة هـــــــــــــــــــــــــــــامة :

الغازات النبيلة (8A) يمتلاء فيها مستوى الطاقة الاخير بثمانية الكترونات و بالتالي ليس لها ميل الكتروني و ليس لها سالبية كهربائية

﴿ 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 كيميائيا بذرات عنصر آخر	تقل	تزداد
تأثير الحجب (مستويات الطاقة)	-	يزداد	ثابت
شحنة النواة	-	تزداد	تزداد

Ahmad.Hussain

☎ 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

والمطلوب ما يلي:

١) الترتيب الالكتروني الكامل للعنصر X ($1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^4$)

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

٣) اسم العنصر M . (الاكسجين)

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

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

١ ﴿ عدد الالكترونات المفردة في العنصر Y يساوي (2)

٢ ﴿ الترتيب الالكتروني للعنصر W لأقرب غاز نبيل هو $[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

٣ ﴿ الغاز النبيل من العناصر السابقة هو ($_{18}Z$)

٤ ﴿ يقع العنصر X في الدورة (الثالثة) بينما يقع العنصر Y في المجموعة (6A)

٥ ﴿ نوع العنصر W حسب توزيعه الالكتروني (انتقالي)

☎ **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) . (مثالية)

٢ ﴿ العنصر الاعلى طاقة تأين من العنصرين هو العنصر (Y) بينما العنصر الاكبر في نصف القطر هو . (X)

٣ ﴿ العنصر الأقل سالبية كهربائية هو العنصر (X)

Ahmad Hussain

☎ **لديك عناصر رموزها الافتراضية :**

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

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

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

١ ﴿ اسم العنصر Y_9 ..... ورمزه الكيميائي .....

٢ ﴿ موقع العنصر X_{13} في الجدول الدوري من حيث المجموعة والدورة هو :

الدورة : ..... المجموعة : .....

٣ ﴿ نوع العنصرين X_{13} ، Y_9 حسب التوزيع الالكتروني :

العنصر X_{13} نوعه (مثالي - انتقالي) ..... بينما العنصر Y_9 نوعه .....

٤ ﴿ أعلى العنصرين (Z_{18} ، Y_9) في طاقة التأين هو .....

٥ ﴿ أقل العنصرين (Y_9 ، X_{13}) 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 ﴿ أي العنصرين التاليين (X , Z) له أقل سالبية كهربائية ؟ .....

Ahmad.Hussain

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 " **الترتيبات 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:

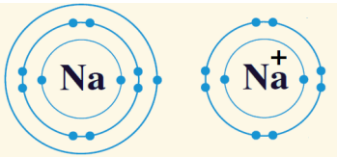
Amad.Hussain

أكمل الجدول التالي :

	رقم المجموعة التي ينتمي اليها	عدد الكترونات التكافؤ	الترتيب الالكتروني النقطي	عدد الإلكترونات المكتسبة	عدد الإلكترونات المفقودة
النيتروجين $_{7}N$	5A	5		3	-
الارجون $_{18}Ar$	8A	8		-	-
الفلور $_{9}F$	7A	7		1	-
الكالسيوم $_{20}Ca$	2A	2	. Ca .	-	2
الصوديوم $_{11}Na$			. Na	-	1
الكبريت $_{16}S$					-

Ahmad.Hussain

الترتيبات الإلكترونية للكاتيونات (+)



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 .

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

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+}

Amal Hussain

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 .

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

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot + e^- \xrightarrow[(Cl^-)]{\text{اكتساب إلكترون تكافؤ واحد}} :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

ذرة الكلور — أنيون الكلوريد

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 .

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

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}\cdot + 2e^- \longrightarrow :\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{O}}:^{2-}$$

ذرة الأكسجين — أنيون الأكسيد

Ahmad Hussain

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

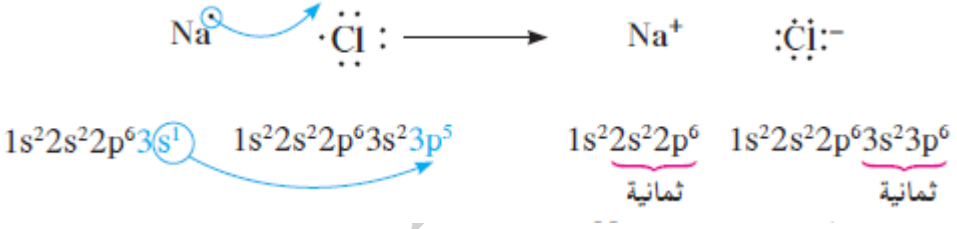
ملاحظة : في المركبات الأيونية يجب أن يكون عدد الشحنات الموجبة (**مساوياً**) لعدد الشحنات السالبة .

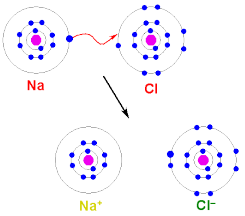
مستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية حدد الصيغة الكيميائية للمركب الناتج من اتحاد

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 .

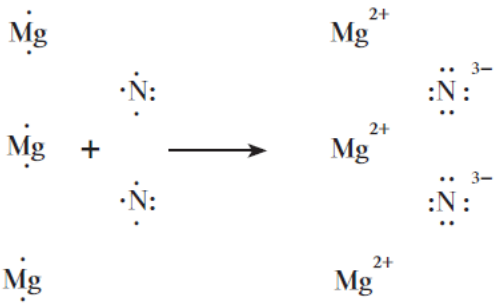
تعطي ذرة الصوديوم إلكترون تكافؤها للكلور و بالتالي يجب أن تتفاعل ذرة واحدة من الصوديوم مع ذرة واحدة من الكلور حيث ينتج كاتيون صوديوم واحد Na^+ و أنيون كلوريد واحد Cl^- تتجاذب الشحنات المختلفة ليتكون كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) .





صيغة المركب الناتج (كلوريد الصوديوم) هي $NaCl$

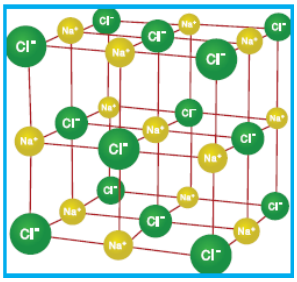
باستخدام الترتيبات الالكترونية النقطية حدد صيغة المركب الناتج عن اتحاد النيتروجين ($_{7}N$) مع المغنيسيوم ($_{12}Mg$)



صيغة المركب الناتج (نيتريد المغنيسيوم) هي Mg_3N_2

Ahmad.Hussain

خواص المركبات الأيونية



NaCl ملح الطعام

① جميع المركبات الأيونية صلبة بلورية في درجة حرارة الغرفة .

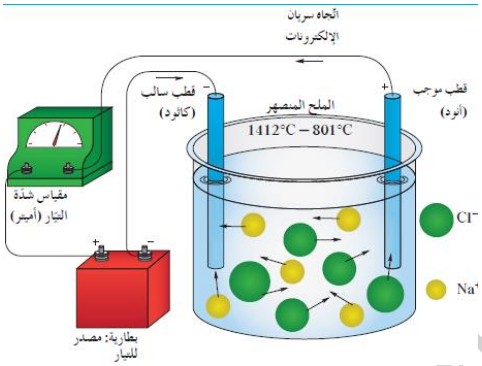
② درجات انصهارها و غليانها مرتفعة

تذوب في الماء

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 الهامةِ (حفظ)	
النيترات	NO_3^-
الكبريتات	SO_4^{2-}
الكربونات	CO_3^{2-}
الفوسفات	PO_4^{3-}
الهيدروكسيد	OH^-
الأمونيوم	NH_4^+

Ahmad.Hussain

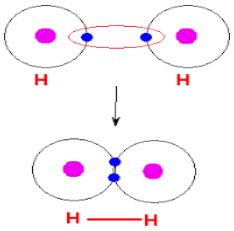
الرابطة التساهمية Covalent Bond

الاحادية — | الثنائية = | الثلاثية ≡

ذرتان تتقاسمان

- زوجاً من الالكترونات
- زوجين من الالكترونات
- ثلاثة أزواج من الالكترونات

أولاً : الرابطة التساهمية الأحادية هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوج من الإلكترونات



مثال : (تكوين جزئ الهيدروجين H_2)

تمتلك كل ذرة هيدروجين إلكترون تكافؤواحد ، و بالتالي ستساهم كل ذرة بإلكترون واحد لتكوين الر ابطة 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 للر ابطة بخط H – H ، ويسمى 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** "

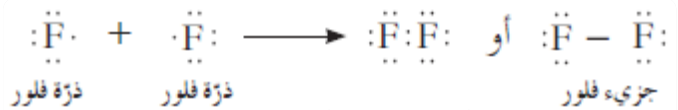
في حين تسمى الوحدة البنائية المركبات التساهمية " الجزئ "

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

Ahmad.Hussain

تطبيق قاعدة الثمانية في الرابطة التساهمية

مثال : جزئ الفلور F_2

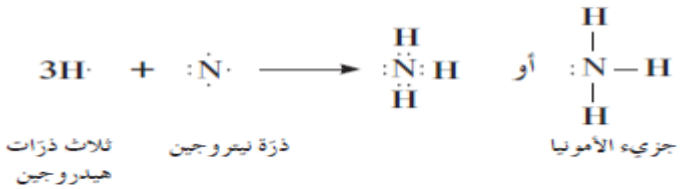


تمتلك كل ذرة فلور سبعة الكترونات تكافؤ و بالتالي تحتاج لإلكترون واحد لتكمل غلاف تكافؤها ، لذلك تتقاسم ذرتا الفلور زوجاً من الالكترونات لتتكون رابطة تساهمية أحادية و بالتالي تكمل كل ذرة فلور غلاف تكافؤها بثمانية الكترونات

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



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

الرابطة التساهمية الثنائية

هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الالكترونات

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

مثال : جزئ الأكسجين O_2

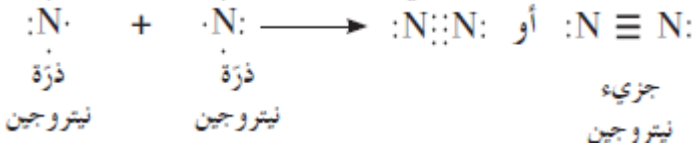
تحتوي كل ذرة أكسجين على ستة الكترونات تكافؤ ، و بالتالي ستساهم كل ذرة بزوج من الكتروناتها مع ذرة أكسجين أخرى لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية الكترونات

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



Ahmad Hu

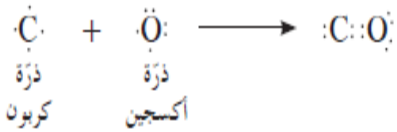
الرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond

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



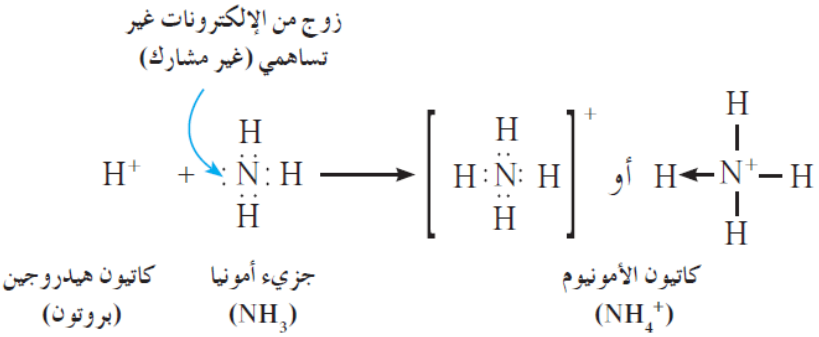
- نلاحظ من المعادلة السابقة اكتمال غلاف التكافؤ لذرة الاكسجين بثمانية الكترونات

في حين أن ذرة الكربون لم تصل الى الترتيب الثماني ، ولحل هذه المشكلة ستمنح ذرة الأكسجين زوجاً من الكتروناتها غير المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الكربون والاكسجين وتسمى هذه الرابطة (بالرابطة التناسقية)

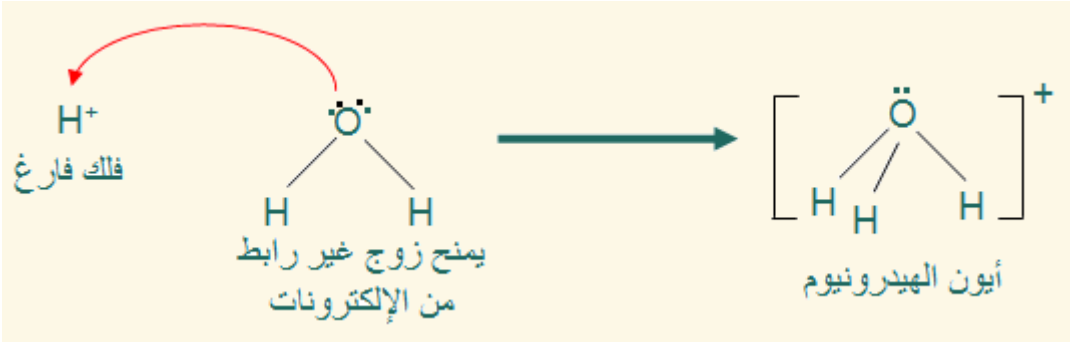
ملاحظة : تمثل الرابطة التناسقية بسهم يتجه من الذرة المانحة للزوج الالكتروني الى الذرة المستقبلة : C≦O : أو :C::O:

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^+



Mohammad.Hussain

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
Na_2S	H_2O
$MgBr_2$	H_2S
$CaCl_2$	CO_2

Ahmad.Hussein

☎ **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 [ ]

☺ **لديكَ العناصرُ الافتراضية التالية :**

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

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

اسم الرابطة المتكونة : .....

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

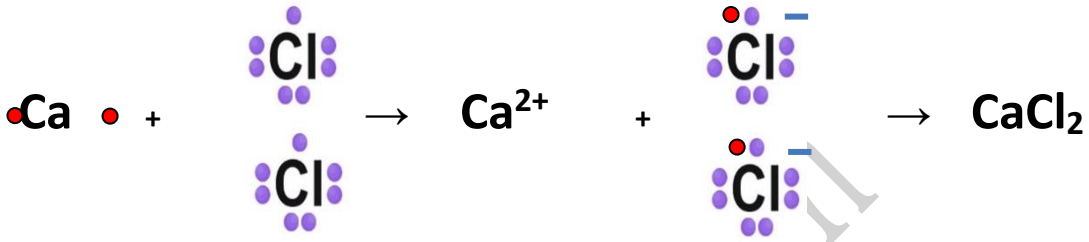
اسمُ الرابطة المتكونة : .....

Ahmad.Hussain

لديكَ العناصرُ التاليةُ :

$_{17}Cl$, $_{8}O$, $_{1}H$, $_{20}Ca$

المطلوب١ - مُستعينا بالترتيبات الإلكترونية النُقطية وضح طريقة الارتباط بين العنصرين $_{20}Ca$, $_{17}Cl$

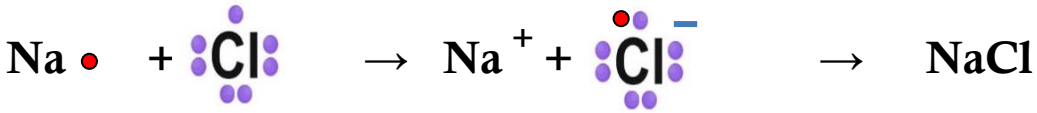


نوع الرابطة المتكونة : رابطة أيونية

٢ – مستخدما الترتيبات الالكترونية وضح طريقة الارتباط بين العنصرين $_{1}H$, $_{8}O$

نوع الرابطة المتكونة : تساهمية أحادية

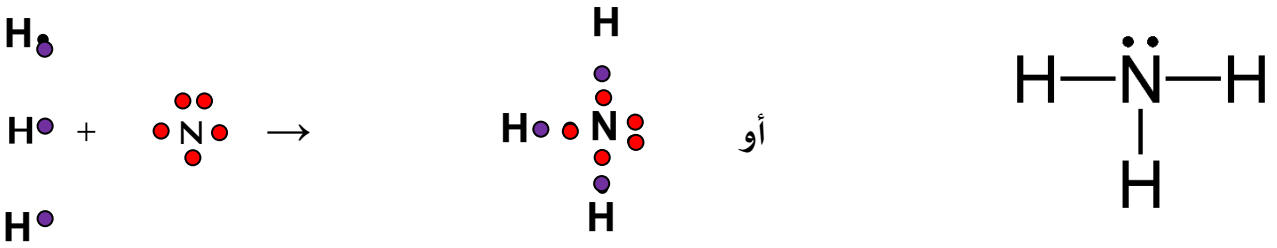
❁ مُستعيناً بالترتيباتِ الإلكترونيةِ النُقطيةِ حدد اسمَ وصيغةَ المركبِ الناتجِ من اتحادِ الصوديوم ($_{11}Na$) مع الكلور ($_{17}Cl$)



اسمُ المركبِ الناتجِ : كلوريد الصوديوم

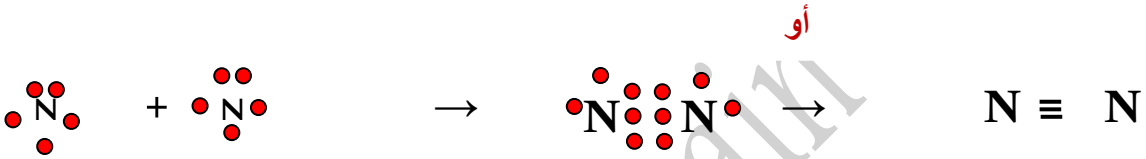
Ahmad Hussain

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



اسمُ المركبِ الناتج : **غاز الامونيا**

❁ باستخدامِ الترتيباتِ الالكترونيةِ النُقطيةِ وضح كيفَ يتكونُ جُزئ النيتروجينِ و اذكُر اسمَ الرابطةِ المتكونةِ



اسم الرابطة المتكونة : **تساهمية ثلاثية**

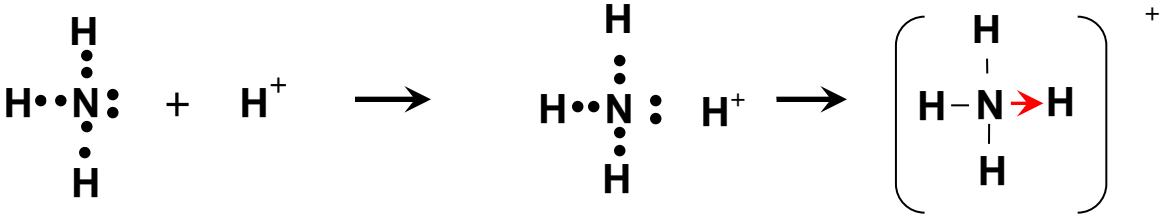
❁ ارسم الصيغةَ الالكترونيةَ النُقطيةَ لثاني أُكسيدِ الكربونِ و اذكُر اسم الرابطةِ المُتكونةِ

اِسمُ الرابطةِ المتكونةِ : **تساهمية ثنائية**

❁ ارسم الصيغةَ الالكترونيةَ النُقطيةَ لأولِ أُكسيدِ الكربونِ و اذكر اسم الرابطة المتكونة

نوع الروابط في أول أكسيد الكربون : **تساهمية ثنائي + تساهمية تناسقية**

❁ اِرسم الصيغة الالكترونية النقطية لكاتيون الأمونيوم NH_4^+ و اذكر اسم الرابطة المتكونة



نوع الرابطة المتكونة : **رابطة تساهمية تناسقية**

﴿ و اللّه ولي التوفيق ﴾

Ahmad.Hussain