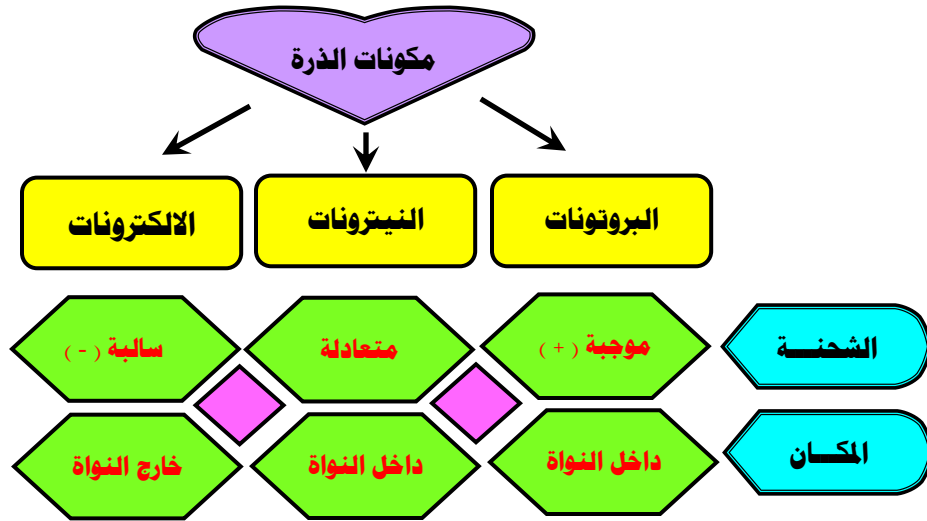
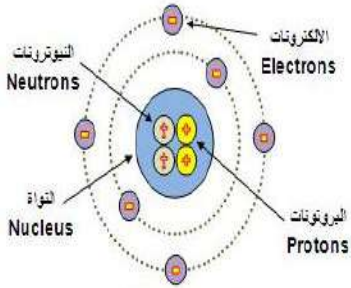


الالكترونات في الذرات و الدورية الكيميائية

﴿ 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 والسحابة الالكترونية ؟

السحابة الالكترونية Electron Cloud



السحابة الإلكترونية

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

الفلك الذري Atomic Orbital

المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون



علل: تسمية السحابة الالكترونية بهذا الاسم

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

النماذج الذرية Atomic Models

النموذج الميكانيكي الموجي

نموذج بور

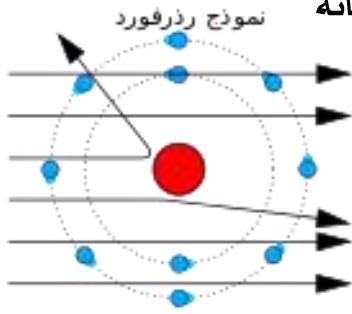
نموذج رذرفورد

وضع العالم رذرفورد نموذجه عن الذرة ومكوناتها على أساس تجربة قام بها العالمان جيجر ومارسيديان تحت اشرافه:

تجربة رذرفورد:

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

و وضع مجموعة من الفرضيات وهي :



نموذج رذرفورد

- معظم الذرة فراغ , وحجم النواة صغير جداً بالنسبة لحجم الذرة
- يوجد في الذرة نوعان من الشحنات (البروتونات موجبة الشحنة (+) وتوجد داخل النواة)

(الالكترونات سالبة الشحنة (-) وتدور حول النواة)

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

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

- تركز كتلة الذرة في النواة (علل : **لأن كتلة الالكترونات صغيرة جداً مقارنة بكتلة مكونات النواة**) (البروتونات والنيوترونات)

- تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة

- عندما يدور الالكترون حول النواة يخضع لقوتين (الأولى : قوة جذب النواة للالكترونات)

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

ثانياً : نموذج بور

✿ درس بور طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين ووضع نموذجيه والذي يقول فيه أن :

① الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت .

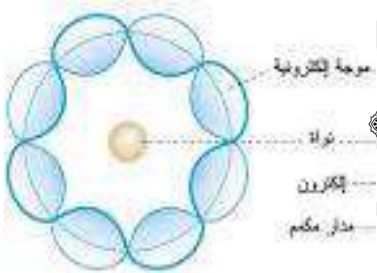
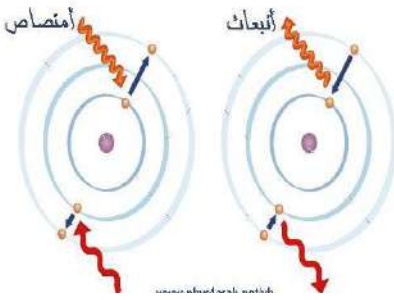
② للذرة عدد من المدارات لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة كل مدار له مستوى معين من الطاقة

يشار إليه بالحرف (n) يبدأ من (١ الى ∞)

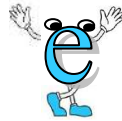
③ لا يُشع الإلكترون الطاقة ولا يمتصها مادام يدور في المسار نفسه حول النواة

④ يمكن 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 وبذلك يتكون طيف الإشعاع الخطي



ثالثاً : النموذج الميكانيكي الموجي للذرة (نموذج شرودينجر)

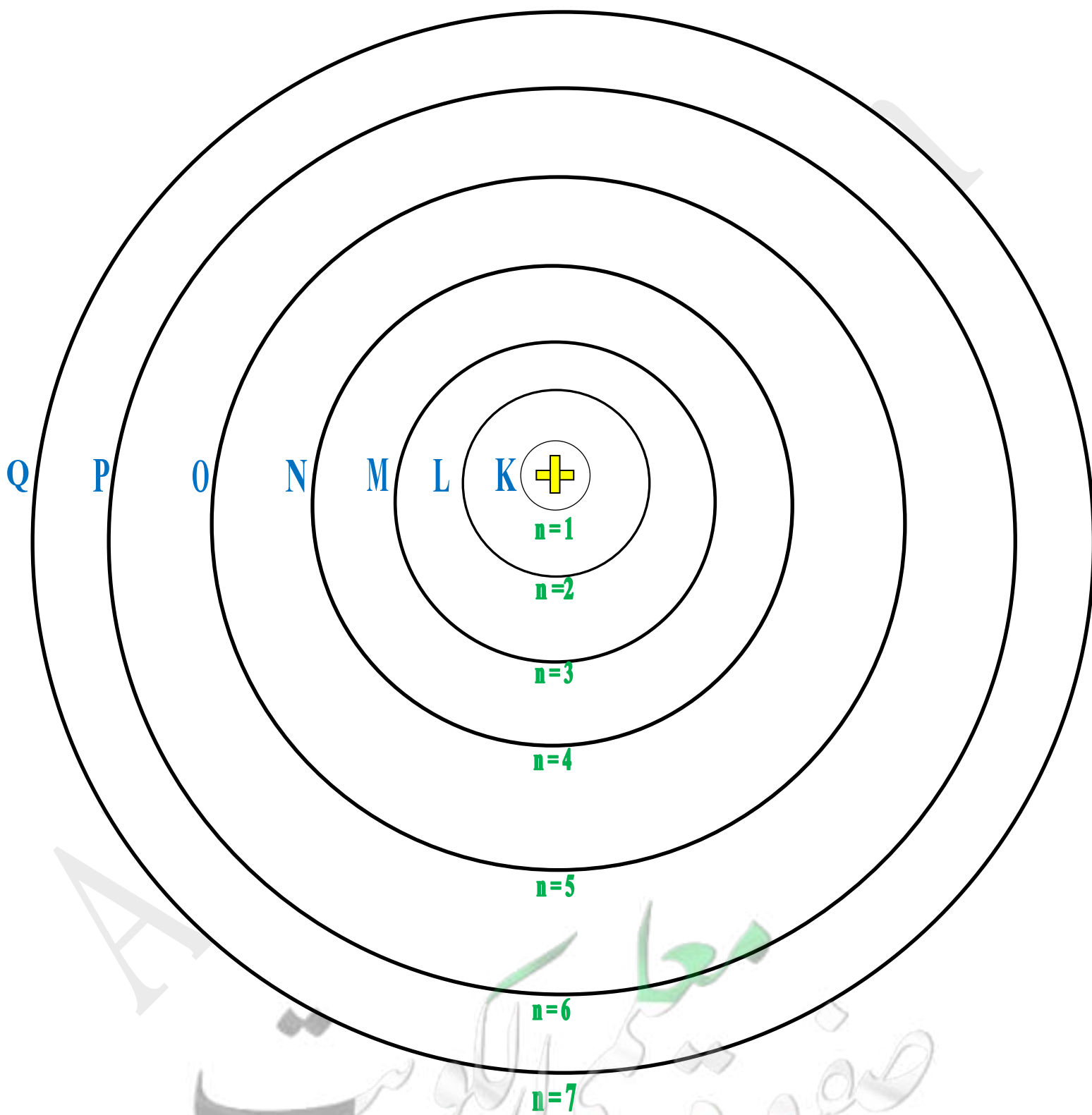


✿ يوضح حركة الإلكترونات حول النواة معتمداً على طبيعته الموجية وقد نتج عن حل معادلة شرودينجر ثلاثة أعداد لكم

😊 ما هوكم (أو كوانتم) الطاقة :

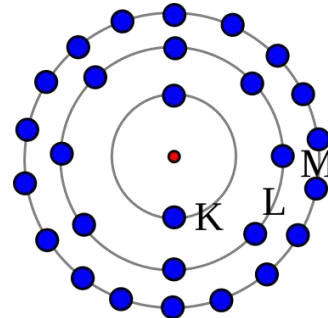
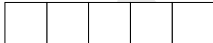
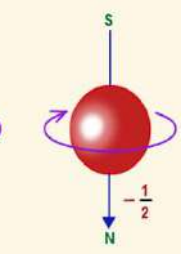
هو كمية الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة الساكن فيه إلى مستوى الطاقة الأعلى التالي له الإلكترون

مستويات الطاقة الرئيسية



أعداد الكم الأربعة Quantum Numbers

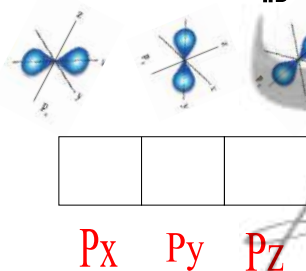
عدد الكم الرئيسي (n) عدد الكم الثانوي (l) عدد الكم المغناطيسي (m_l) عدد الكم المغزلي (m_s)

هو عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة وكذلك طاقة المستوى ويحدد بعده عن النواة	يحدد عدد تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ	يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة	يحدد عدد الكم المغزلي اتجاه حركة الإلكترون المغزلية حول محوره
يأخذ قيم عددية صحيحة في المدى (1 : 7) ويمكن معرفة أقصى عدد من الإلكترونات في كل مستوى طاقة من العلاقة (2 n ²)	يأخذ أي قيمة عدد صحيح في المدى (l , -l , صفر , +l)	يأخذ قيم صحيحة في المدى (0 , 1 , 2 , 3 إلى n-1) وتأخذ الرموز (s, p, d, f) 0 → s 1 → p 2 → d 3 → f	ويأخذ القيم (+½ أو -½) (أعداد كسرية غير صحيحة) 
	يدور الكتلون باتجاه عقارب الساعة ويدور الكتلون الآخر عكس عقارب الساعة وينتج عن ذلك مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه وهذا يقلل من التنافر بينهما مما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه .	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
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 ويكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة "متساويا"

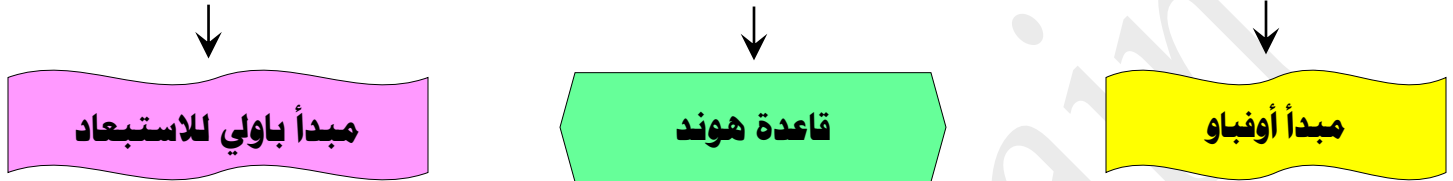
❁ الفلك (p) : (فصلين متقابلين) يتكون تحت المستوى P من ثلاثة أفلاك متساوية الطاقة تختلف عن بعضها بالاتجاهات التي تتركز فيها السحابة الإلكترونية فقط وتقع على زاوية قائمة من بعضها البعض



ترتيب الإلكترونات في الذرة Electrons Configuration in Atoms

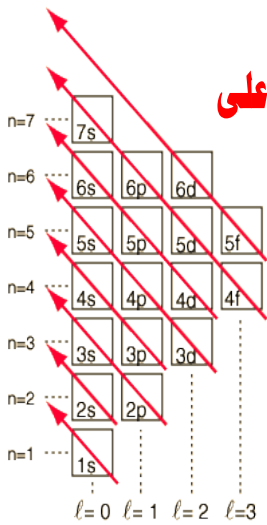
❁ ما المقصود بـ الترتيبات الإلكترونية: هي الطرق التي تترتب بها الإلكترونات حول أنوية الذرة

لترتيب الإلكترونات هناك ثلاث قواعد يجب إتباعها وهي:



① أولاً مبدأ أوفباو:

لا بد للإلكترونات 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 الإلكتروني للسكانديوم $21Sc$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

لأن طاقة تحت المستوى 4s أقل من طاقة تحت المستوى 3d

😊 **علل**: تحت المستوى 4s قبل 3d ➔

② ثانياً قاعدة هوند ١٩٢٧:-

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

مثال: أي الترتيبين التاليين هو الصحيح لذرة النيتروجين $7N$



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
الغارصين	^{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	^9F	$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$						2 . 7
الأوكسجين	^8O	$1s^2$	$2s^2$	$2p^4$						2 . 6
النيتروجين	^7N	$1s^2$	$2s^2$	$2p^3$						2 . 5
الكربون	^6C	$1s^2$	$2s^2$	$2p^2$						2 . 4
البورون	^5B	$1s^2$	$2s^2$	$2p^1$						2 . 3
البيريليوم	^4Be	$1s^2$	$2s^2$							2 . 2
الليثيوم	^3Li	$1s^2$	$2s^1$							2 . 1
الهيليوم	^2He	$1s^2$								2
الهيدروجين	^1H	$1s^1$								1

③ ثالثاً: مبدأ باولي للاستبعاد

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

مثال: إلكترونات الفلك ($2S^2$) $\uparrow\downarrow$ لهما نفس قيم أعداد الكم , , ويختلفان في عدد الكم المغزلي

$2S^2$

أعداد الكم	$\uparrow$	$\downarrow$
n	2	2
ℓ	0	0
m_ℓ	0	0
m_s	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$

مثال: إلكترونات الفلك ($3p^2$) $\uparrow\uparrow$ لهما نفس قيم أعداد الكم , , ويختلفان في عدد الكم المغناطيسي

أعداد الكم	$\uparrow$	$\uparrow$
n	3	3
ℓ	1	1
m_ℓ	$+1$	0
m_s	$+\frac{1}{2}$	$+\frac{1}{2}$

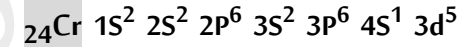
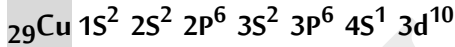
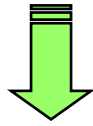
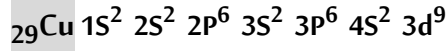
مثال: إلكترونات الفلك ($4p_x$) $\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$ لهما نفس قيم أعداد الكم , , ويختلفان في عدد الكم المغزلي

أعداد الكم	$\uparrow$	$\uparrow$
n	4	4
ℓ	1	1
m_ℓ	$+1$	$+1$
m_s	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$

❖ 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 :-

الترتيبات الالكترونية الصحيحة التالية

☺ 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 .

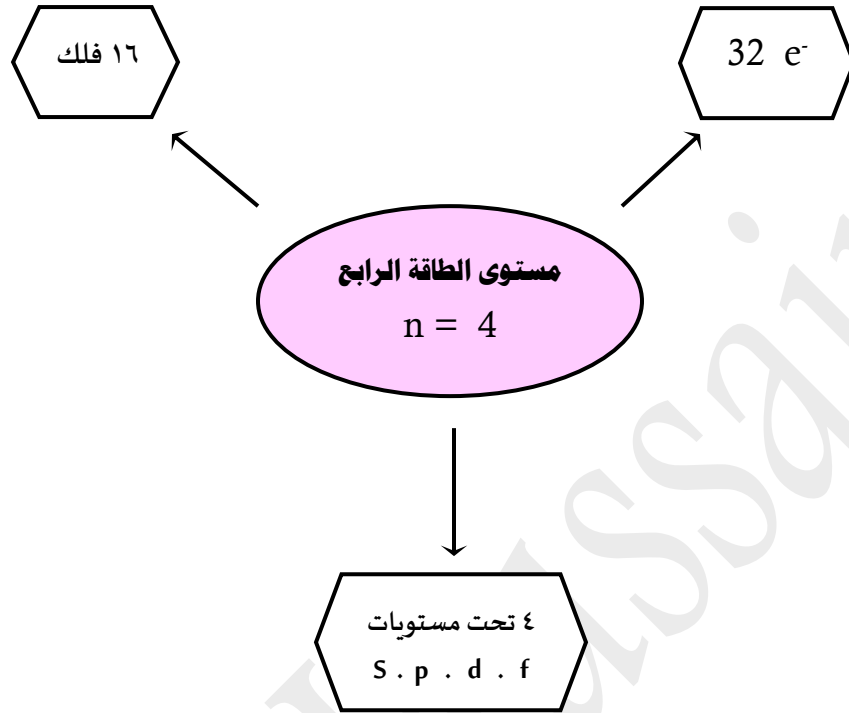
علل : الترتيب الكتروني لذرة الفعلي لذرة النحاس $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^1 \ 3d^{10}$ يختلف عن الترتيب النظري $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^9$

❖ 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

❖ أمثلة تدريبية : مستوى الطاقة الرابع يحتوي :



أكمل التالي : تحت مستوى الطاقة d يحتوي على :



أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب مستويات الطاقة الرئيسية :

11Na 2 . 8 . 1

19K 2 . 8 . 8 . 1

20Ca

21Sc

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب تحت المستويات :

11Na 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

20Ca 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²

21Sc

24Cr

29Cu

أرسم الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية في الأفلاك الذرية :

6C $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\square$

9F

11Na

15P

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية لأقرب غاز نبيل: ☎

$[He] 2s^2$ ${}_4Be$

$[He] 2s^2 2p^5$ ${}_9F$

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

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

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

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

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

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

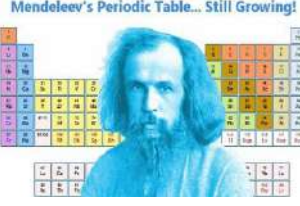
علل ما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً ☎

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

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

تطور الجدول الدوري Periodic Table

أولاً : جدول مندليف Mendeleiev's Table



رتب مندليف العناصر في أعمدة حسب الزيادة في الكتلة الذرية للعناصر

ثم رتب الأعمدة في صفوف ووضحها على أساس أن تلك العناصر التي

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

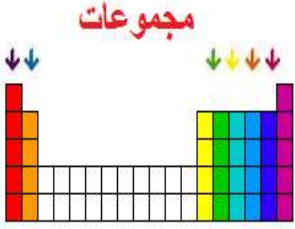
ثانياً : جدول موزلي (الجدول الدوري الحديث) جدول رتب فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري من اليسار إلى اليمين ومن أعلى إلى أسفل

٧ دورات

١٨ مجموعة

10 B

8A

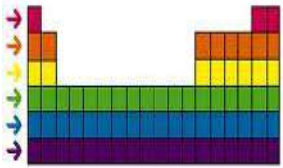


↓ المجموعات أو (العائلة)

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

وتتميز كل مجموعة برقم وحرف إما (A أو B)

دورات



→ 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 ودورتان فرعيتان (اللانثانيدات والاكينيدات)

❖ قسم الجدول الدوري الحديث بحسب الخواص الفيزيائية للعناصر الى ثلاثة أقسام :-

أشباه الفلزات

اللافلزات

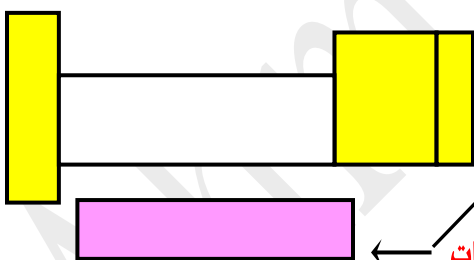
الفلزات

تتشكل العناصر الواقعة على يسار و أسفل الجدول معدا الهيدروجين	تتشكل عناصر الجزء النيمى العلوى من الجدول الدورى	هى العناصر الهجورة للخط الفاصل بين الفلزات و اللافلزات و تستخدم كأشباه موصلات للكهرباء
تتميز الفلزات بأنها : صلبة وتوصل الكهرباء وتوصل الحرارة ولها بريق لمعاني وقابلة للطرق والسحب	تتميز اللافلزات بـ : ليس لها بريق لمعانيو لا توصل الحرارة ولا توصل الكهرباء وغير قابلة للطرق والسحب	تأخذ خواص وسطية بين الفلزات و اللافلزات
٨٠٪ من الجدول الدورى هو من فلزات وتعتبر الفلزات مواد صلبة معدا عنصر الزئبق Hg (فلز سائل)	مثل الأكسجين والكوروى غازات , و البروم سائل أحمر داكن بينما الكبريت والكربون والفوسفور صلبة	من أهمها السيلكون Si والجرمانيوم Ge و يستخدمان فى تصنيع الشرائح الرقيقة لأجهزة الكمبيوتر والخلايا 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 الدورى باسم (العناصر الأرضية النادرة)



☺ هناك مجموعتان من الجدول الدورى جميع عناصرها لافلزات وهما :-

الهالوجينات :- هى لافلزات المجموعة (7A) ومنها الفلور والكوروى البروم واليود

الغازات النبيلة :- هى لافلزات المجموعة 8A **يمتلى فيها تحت المستويات (S, P) بالالكترونات**

☞ من أمثلتها النيون المستخدم فى مل الأنابيب الزجاجية المستخدمة فى المصابيح

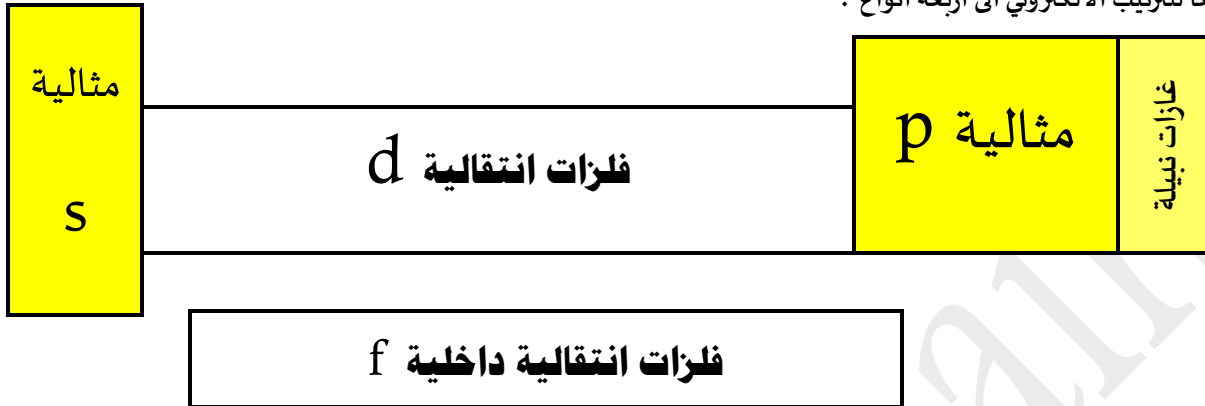
ملحوظة : يستخدم الكلور والبروم فى تطهير أحواض السباحة والنحاس والفضة فلزان موصلين ممتازين للكهرباء والحرارة

كل زوج من العناصر السابقة (الكلور والبروم , النحاس والفضة) له خواص كيميائية متشابهة وموجودة فى المجموعة

نفسها فى الجدول الدورى الحديث

تقسيم العناصر تبعاً للترتيب الإلكتروني

تقسم العناصر تبعاً للترتيب الالكتروني الى أربعة أنواع :



الغازات النبيلة (8A)	العناصر المثالية	العناصر الانتقالية	العناصر الانتقالية الداخلية
هي عناصر تُهتلى فيها تحت المستويات الخارجية (P , S) بالإلكترونات ومن أمثلتها: الهيليوم He النيون Ne الأرجون Ar الكريبتون Kr	هي عناصر تُهتلى فيها تحت المستويات الخارجية (P , S) جزيئيا بالإلكترونات	هي عناصر فلزية يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة (s) وتحت المستوى (d) الهجور له على إلكترونات	هي عناصر فلزية يحتوي كل من تحت مستوى الطاقة (s) وتحت المستوى (F) الهجور له على إلكترونات و تقع أسفل الجدول الدوري

لماذا سميت عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة.

نبتة عن الفلزات الضعيفة أو (بعد الانتقالية) :- وهي (Al , Ga, Sn , In, Bi, Pb, Tl)

هي فلزات تحت المستوى P تقع بين أشباه الفلزات والفلزات الانتقالية وهي أقل صلابة ولها درجات انصهار وغيان أقل من الفلزات الانتقالية

🌸 هام هام هام هام هام 🌸 كيف نُحدِّدُ موقعَ عنصر (في الدورة والمجموعة) في الجدول الدوري

😊 **مثال:** حدد موقع العنصر ^{17}X في الجدول الدوري

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

3s² 3p⁵

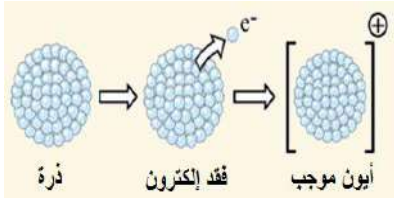
أولاً: نرتب الالكترونات على تحت المستويات

👉 نحدد مستوى الطاقة الأخير ، فيكون رقم مستوى الطاقة الأخير هو نفسه رقم الدورة : اذا العنصر X_{17} في الدورة الثالثة

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

ثانياً : التدرج في طاقة التأين Trends in Ionization Energy

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



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

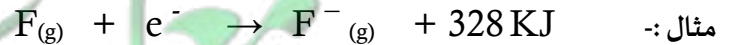
هام : طاقة التأين الثالثة أكبر من طاقة التأين الثانية و طاقة التأين الثانية أكبر من طاقة التأين الثانية

التدرج تجاه المجموعة
تقل طاقة التأين في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري
لأن نصف القطر الذري (الحجم الذري) يزداد و يزداد بعد النواة عن الإلكترونات 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 وهي في الحالة الغازية



التدرج تجاه المجموعة
يقبل الميل الإلكتروني في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري
لأن نصف القطر الذري (الحجم الذري) يزداد ، وبالتالي تقل قدرة النواة على جذب الإلكترون الجديد



خامساً: التدرج في السالبية الكهربية Trends in Electronegativity

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

التدرج في المجموعة

تقل السالبية الكهربية في المجموعات من أعلى المجموعة الى أسفلها

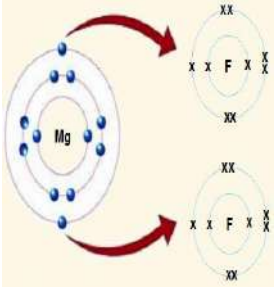
لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري)

التدرج في الدورة

تزداد السالبية الكهربية في الدورات من اليسار الى اليمين (باستثناء الغازات النبيلة)

لنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري)

وتقاس بمقياس باولنج



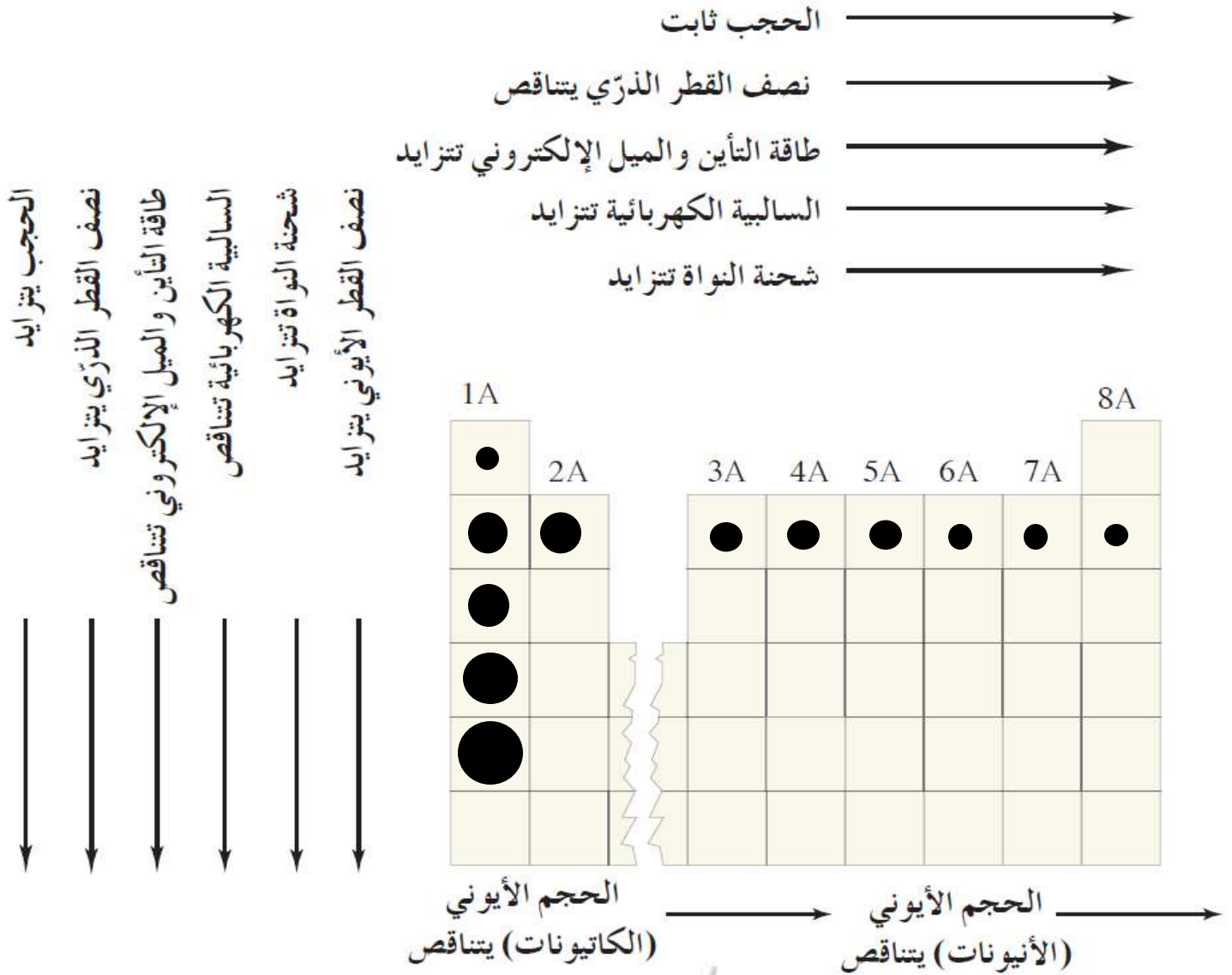
الفلزات في يسار الجدول لها سالبية كهربية منخفضة .

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 ﴾



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

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

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

- العنصر (Y) هو الكبريت

- العنصر (X) عدده الذري ١٥

- العنصر (Z) من الغازات النبيلة

- العنصر (M) ينتهي ترتيبه الالكتروني بتحت المستوى $2p^4$

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 (Ca , C , He , F) , رمز العنصر هو

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

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 :

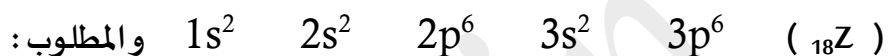
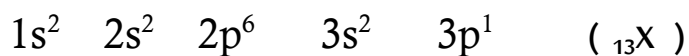
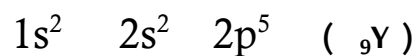
١ العنصرين (X , Y) من العناصر (مثالية \ انتقالية)

٢ العنصر الأعلى طاقة تأين من العنصرين هو العنصر بينما العنصر الأكبر في نصف القطر هو

٣ نصف قطر أيون العنصر (Y) من نصف قطره

٤ العنصر الأقل سالبة كهربائية هو العنصر

📞 لديك عناصر رموزها الافتراضية :



١ اسم العنصر ${}_9Y$ ورمزه الكيميائي

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

الدورة: المجموعة:

٣ نوع العنصرين ${}_9Y$, ${}_{13}X$ حسب التوزيع الالكتروني:

العنصر ${}_{13}X$ نوعه (مثالي - انتقالي) بينما العنصر ${}_9Y$ نوعه

٤ أعلى العنصرين (${}_9Y$, ${}_{18}Z$) في طاقة التأين هو

٥ أقل العنصرين (${}_9Y$, ${}_{13}X$) السالبة الكهربائية

📞 لديك العناصر التي رموزها الكيميائية التالية : ${}_{21}Y$, ${}_{19}L$, ${}_9X$, ${}_3Z$ والمطلوب:

١ نوع العنصر (مثالي \ انتقالي) ${}_3Z$, ${}_{21}Y$

٢ عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الخارجي لعنصر X

٣ الترتيب الالكتروني تحت 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 لأيون X^{-1} (أكبر \ أصغر) من الحجم الذري للعنصر X

٧ أي العنصرين التاليين (X , Z) له أقل سالبة كهربائية ؟

الروابط الأيونية والمركبات 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 والكيميائية

➔ **لأنها تتشابه في الترتيب الإلكتروني**

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

مثال : عدد الكترولونات التكافؤ للبيوتاسيوم ١ لأنه يوجد في المجموعة 1A

عدد الكترولونات التكافؤ للكالسيوم ٢ لأنه يوجد في المجموعة 2A

عدد الكترولونات التكافؤ للأكسجين ٦ لأنه يوجد في المجموعة 6A

ملاحظة : يستثنى من القاعدة غاز الهيليوم حيث يمتلك الكترولونا 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 الإلكترونية النقطية

لبعض عناصر المجموعات A

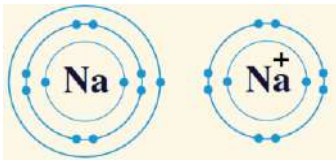
Period (الدورة)	Group (المجموعة)							
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H·							He·
2	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
3	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
4	K·	·Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·

أكمل الجدول التالي :

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

الترتيبات الإلكترونية للكاثيونات (+)

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 إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي للغازات النبيلة , حيث يحتوى غلاف التكافؤ للغاز النبيل

على 8 إلكترونات , حيث يكون الشكل العام للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل (ما عدا الهيليوم) $ns^2 np^6$ تميل ذرات الفلزات إلى

فقدان إلكترونات التكافؤ الخاصة بها , في حين تميل ذرات اللافلزات إلى **اكتساب** إلكترونات التكافؤ الخاصة بها .

الكاثيون (الايون الموجب) : **هو ذرة فقدت إلكترون أو أكثر**

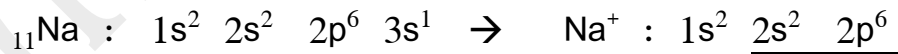
تحتوي معظم الفلزات على **إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة** إلكترونات تكافؤ وبالتالي يكون من السهل نزعها

علل : تميل ذرات الفلزات لفقد الإلكترونات و تكوين كاتيونات

لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات وبالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الإلكترونات للوصول إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

مثال ١ : مستعينا بالترتيبات الإلكترونية النقطية اكتب الترتيب الإلكتروني لكاتيون الصوديوم .

يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الصوديوم على إلكترون تكافؤ واحد وبالتالي يسهل على الصوديوم فقدته .



يحتوي غلاف التكافؤ لكاتيون الصوديوم على 8 إلكترونات تكافؤ , ويصبح الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم مماثل

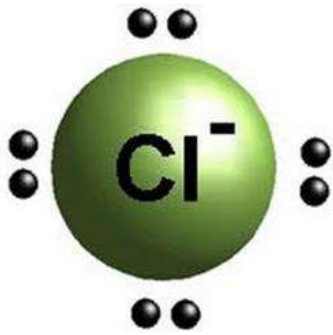


ملاحظة : أحياناً تختلف شحنات كاتيونات العناصر الانتقالية :

قد تفقد ذرة الحديد إلكترونين ويتكون **أيون الحديدوز** Fe^{2+}

أو قد تفقد ذرة الحديد ثلاثة إلكترونات ويتكون **أيون الحديدك** Fe^{3+}

الترتيبات الإلكترونية للأيونات (-)



ما المقصود بـ " الأنيون "

هو ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل الشحنة السالبة

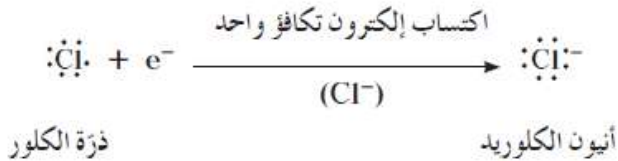
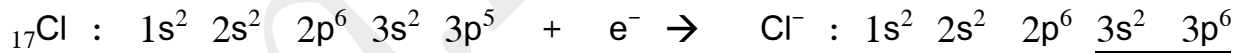
ملاحظة : يتكون الأنيون عندما تكتسب الذرة المتعادلة الإلكترونات (e^-)

علل : تميل اللافلزات الى تكوين الأنيونات

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

👉 مستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية اكتب الترتيب الإلكتروني لانيون الكلور .

👉 يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الكلور على سبعة إلكترونات تكافؤ وبالتالي من السهل على الكلور اكتساب إلكترون .

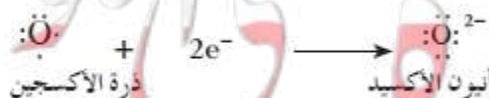
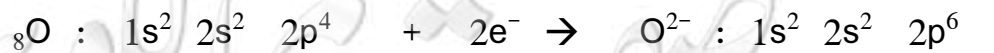


👉 ما المقصود بـ " أيونات الهاليدات "

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

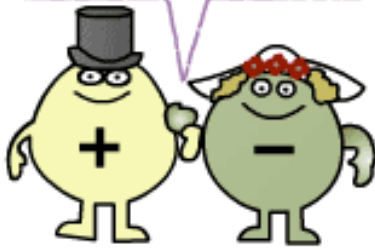
👉 مستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية اكتب الترتيب الإلكتروني لانيون الأكسيد .

👉 يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الأكسجين على ستة إلكترونات تكافؤ وبالتالي من السهل على الأكسجين اكتساب إلكترونين .



الرابطة الأيونية Ionic Bond

نحن متقدمان إلى الأرب.



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

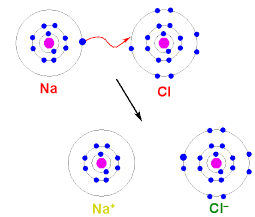
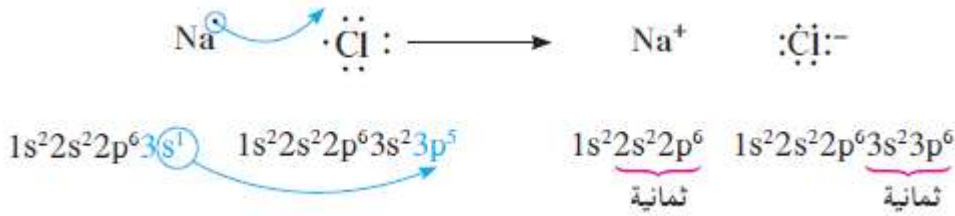
يمتلك الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد وبالتالي يمكن أن يفقده بسهولة , إما الكلور فيمتلك سبعة إلكترونات تكافؤ و بالتالي

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

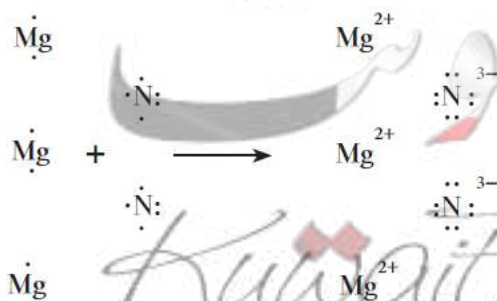
الكلور حيث ينتج كاتيون صوديوم واحد Na^+ و أنيون كلوريد واحد Cl^- تتجاذب الشحنات المختلفة ليتكون

كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) .



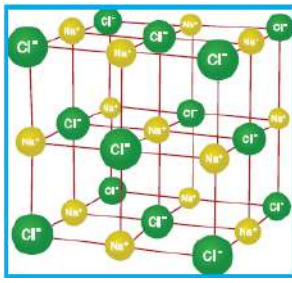
صيغة المركب الناتج (كلوريد الصوديوم) هي NaCl

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



صيغة المركب الناتج (نيتريد المغنيسيوم) هي Mg_3N_2

خواص المركبات الأيونية



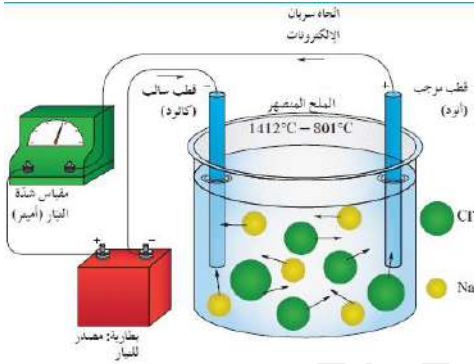
NaCl ملح الطعام

① جميع المركبات الأيونية صلبة بلورية في درجة حرارة الغرفة .

② درجات انصهارها و غليانها مرتفعة

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

ملاحظة : تتكون المركبات الأيونية من بلورات تترتب فيها الأيونات (الكاتيونات وال أنيونات) بطريقة تزيد من التجاذب



بينها الى الحد الأقصى وتقلص من التناظر الى الحد الأدنى

وتؤدي قوى التجاذب الكبيرة الى تركيب ثابت جداً

علل : توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عندما تنصهر أو عندما

تكون في المحاليل المائية ولا توصل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة

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

بعض الأيونات متعددة الذرات الهامة (حفظ)

NO_3^-	النترات
SO_4^{2-}	الكبريتات
CO_3^{2-}	الكربونات
PO_4^{3-}	الفوسفات
OH^-	الهيدروكسيد
NH_4^+	الأمونيوم

Covalent Bond الرابطة التساهمية

≡ الثلاثية

= الثنائية

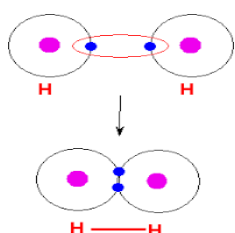
— الأحادية

ذرتان تتقاسمان

ثلاثة أزواج من الإلكترونات

زوجين من الإلكترونات

زوجاً من الإلكترونات



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

مثال : (تكوين جزيء الهيدروجين H_2)

تمتلك كل ذرة هيدروجين إلكترون تكافؤ واحد ، وبالتالي ستساهم كل ذرة بإلكترون واحد لتكوين الرابطة في الجزيء

ملاحظة : تكمل كل ذرة هيدروجين غلاف تكافؤها من خلال مشاركة الإلكترون مع الذرة الأخرى لتصل الى الترتيب

الإلكتروني للغاز النبيل (الهيليوم)

ملاحظة : يمثل زوج الإلكترونات المكون للرابطة بخط $H - H$ ، ويسمى هذا التمثيل بالصيغة البنائية .

س ١٥ : ما المقصود بـ " الصيغ البنائية " هي صيغ كيميائية توضح ترتيب الذرات في الجزيئات والأيونات عديدة الذرات

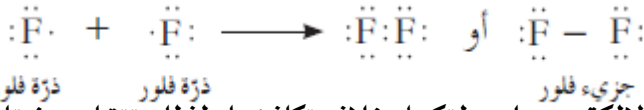
ملاحظة : تسمى الوحدة البنائية للمركبات الأيونية " وحدة صيغية "

في حين تسمى الوحدة البنائية للمركبات التساهمية " الجزيء "

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

تطبيق قاعدة الثمانية في الرابطة التساهمية

مثال : جزيء الفلور F_2



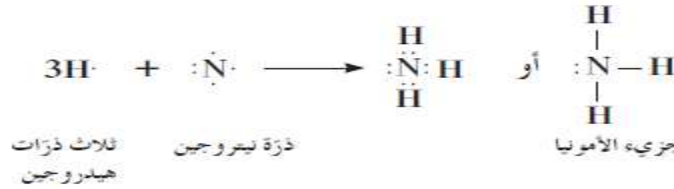
تمتلك كل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وبالتالي تحتاج لإلكترون واحد لتكمل غلاف تكافؤها , لذلك تتقاسم ذرتا الفلور

زوجاً من الإلكترونات لتتكون رابطة تساهمية أحادية وبالتالي تكمل كل ذرة فلور غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

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

ارسم الصيغة الالكترونية النقطية لجزيء الامونيا NH_3

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



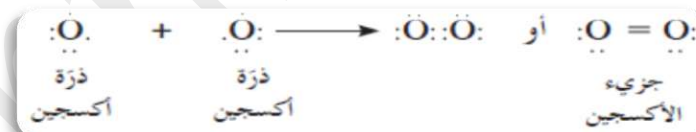
ملاحظة : يحتوي جزيء الامونيا على ثلاث روابط أحادية وزوج إلكترونات تكافؤ غير مشاركة (غير مرتبطة)

الرابطة التساهمية الثنائية هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الإلكترونات

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

مثال : جزيء الأكسجين O_2

تحتوي كل ذرة أكسجين على ستة إلكترونات تكافؤ , وبالتالي ستساهم كل ذرة بزوج من إلكتروناتها مع ذرة أكسجين أخرى



لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

الرابطة التساهمية الثلاثية هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الإلكترونات

مثال : جزيء النيتروجين N_2

تحتوي كل ذرة نيتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ وبالتالي ستساهم كل ذرة ثلاثة إلكترونات مع ذرة نيتروجين



لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

الرابطه التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond



كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+

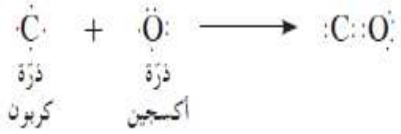
كاتيون الأمونيوم NH_4^+

أول أكسيد الكربون CO

هي رابطه تساهم فيها ذرة واحدة بكل من الكترونات الرابطه

أو (تتقاسم زوج الالكترونات ذرة واحدة بين ذرتين) .

مثال ١ : غاز أول أكسيد الكربون CO



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

في حين أن ذرة الكربون لم تصل الى الترتيب الثماني , ولحل هذه المشكلة ستمنح ذرة الأكسجين زوجاً من الكتروناتها غير

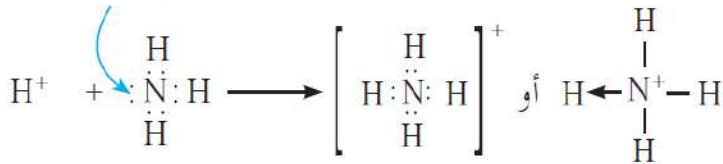
المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الكربون والاكسجين وتسمى هذه الرابطة (بالرابطه التناسقيه)

ملاحظة : تمثل الرابطة التناسقيه بسهم يتجه من الذرة المانحة للزوج الالكتروني الى الذرة المستقبله : $C \equiv O$: 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

زوج من الإلكترونات غير
تساهمي (غير مشارك)

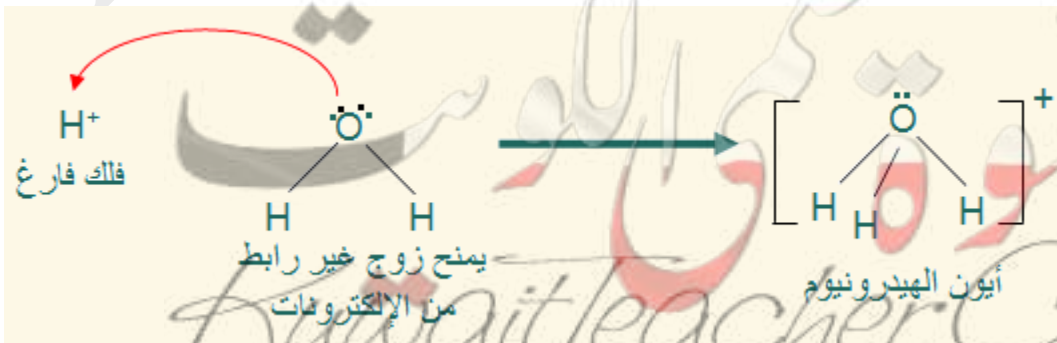


كاتيون هيدروجين
(بروتون)

جزئ امونيا
(NH_3)

كاتيون الأمونيوم
(NH_4^+)

مثال ٣ : كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+



اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي للجزيئات التالية :

١ - أول أكسيد الكربون CO

٢ - ثاني أكسيد الكربون CO₂

٣ - كلوريد الهيدروجين HCl

٤ - سيانيد الهيدروجين HCN

اكتب صيغة الأيون المتكون عندما تفقد ذرات العناصر التالية إلكترونات تكافؤها :

البيريليوم ${}^4\text{Be}$	الليثيوم ${}^3\text{Li}$	الكالسيوم ${}^{20}\text{Ca}$	الألمنيوم ${}^{13}\text{Al}$

صنف المركبات التالية بين أيونية و تساهمية :

CaCl₂ - CO₂ - H₂S - MgBr₂ - H₂O - Na₂S

المركبات التساهمية	المركبات الأيونية

📞 أكتب صيغة الأيونات الموجودة في المركبات التالية :

	KCl
	BaSO ₄
	MgBr ₂
	Li ₂ CO ₃

📞 أكمل الجمل والعبارات التالية بما يناسبها علمياً :

① عندما تفقد الذرة إلكترون 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 الإلكتروني للغاز النبيل الأقرب ويسمى الأيون الناتج كاتيون []

😊 لديك العناصر الافتراضية التالية :

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

✍ مُستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية حدد الصيغة الكيميائية للمركب الناتج من اتحاد ($_{11}Y$) مع ($_{16}D$) واذكر نوع الرابطة المتكونة

اسم الرابطة المتكونة :

✍ باستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية وضح كيف يرتبط العنصر ($_{7}A$) مع العنصر ($_{1}X$) واذكر اسم الرابطة المتكونة

اسم الرابطة المتكونة :

﴿ مُستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية حدد اسم وصيغة المركب الناتج من اتحاد الصوديوم ($_{11}\text{Na}$) مع الكلور ($_{17}\text{Cl}$) ﴾

اسم المركب الناتج :

﴿ باستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية حدد اسم وصيغة المركب الناتج عن اتحاد النيتروجين ($_{7}\text{N}$) والهيدروجين ($_{1}\text{H}$) ﴾

اسم المركب الناتج :

﴿ والله ولي التوفيق ﴾

معلمة
صفوة
كلمة
كويت
KuwaitTeacher.Com