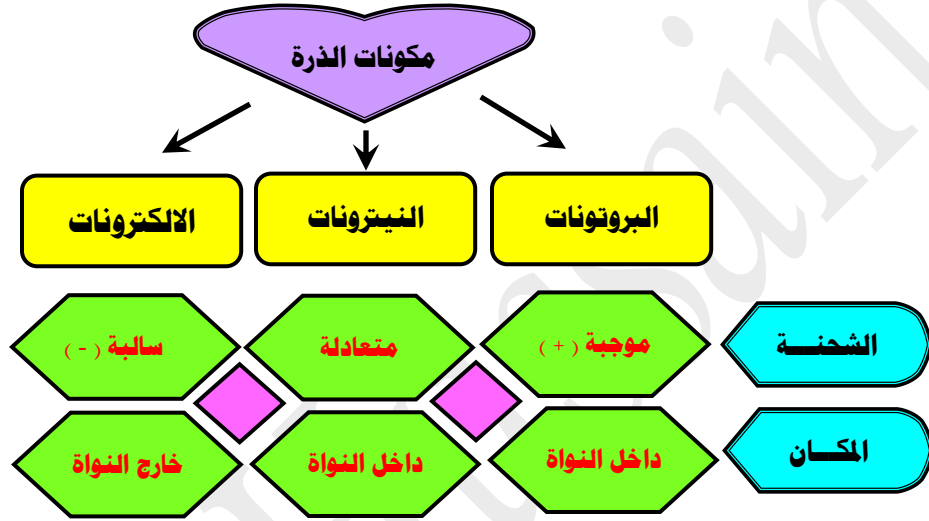
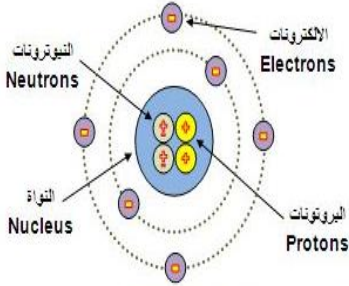


الالكترونات في الذرات و الدورية الكيميائية

﴿ تطور النماذج الذرية ﴾

الذرة : هي أصغر جزء من العنصر



ملاحظة: كتلة البروتون تساوي تقريباً كتلة النيوترون وتحتوي النواة على أكثر من 99% من المادة الموجودة في الذرة

ما هو الفرق بين الفلك الذري و السحابة الالكترونية ؟

السحابة الالكترونية Electron Cloud

الفلك الذري Atomic Orbital



السحابة الإلكترونية

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

المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون



علل: تسميت السحابة الالكترونية بهذا الاسم

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

النماذج الذرية Atomic Models

النموذج الميكانيكي الموجي

نموذج بور

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

① الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت .

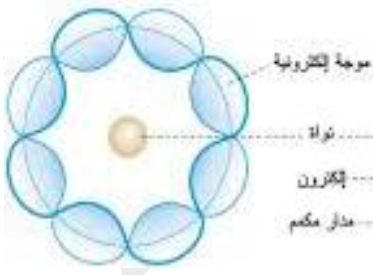
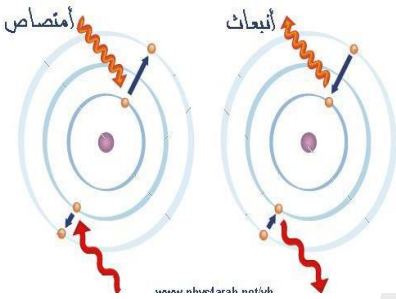
② للذرة عدد من المدارات لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة كل مدار له مستوى معين من الطاقة

يشار إليه بالحرف (n) يبدأ من (1 إلى ∞)

③ لا يُشعُّ 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 و بذلك يتكون طيف الإشعاع الخطي



النموذج الميكانيكي الموجي للذرة (نموذج شرودينغر)

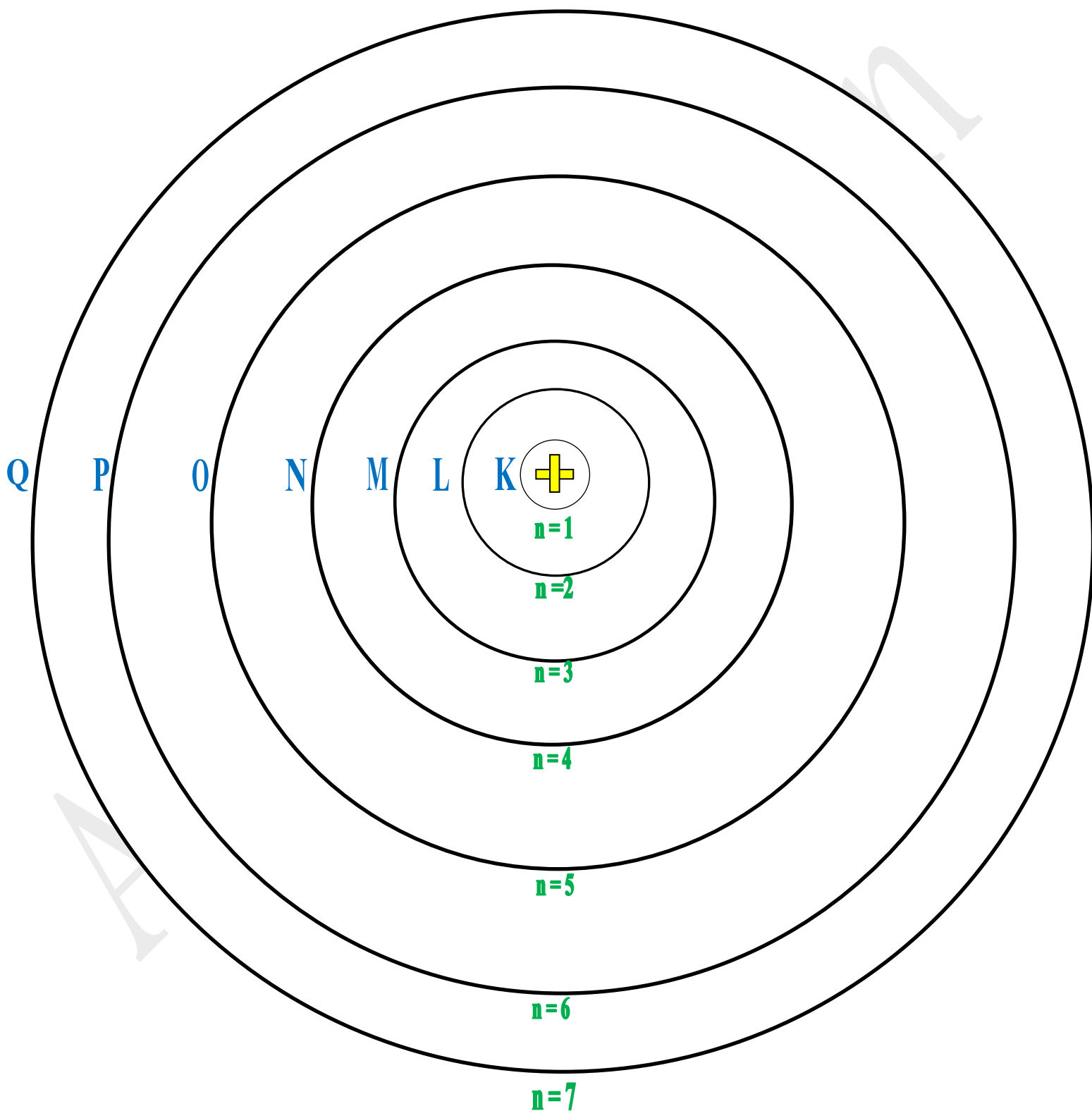


✿ يوضح حركة الإلكترونات حول النواة معتمداً على طبيعته الموجية و قد نتج عن حل معادلة شرودينغر ثلاثة أعداد لكم

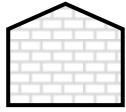
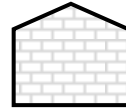
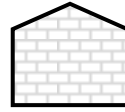
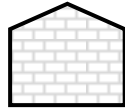
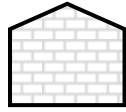
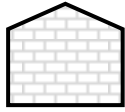
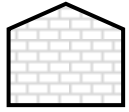
😊 ما هو كم (أو كوانتم) الطاقة :

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

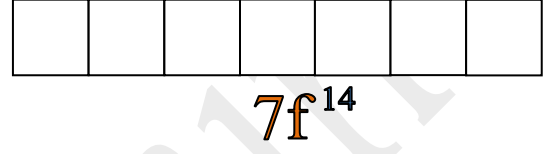
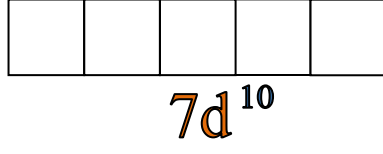
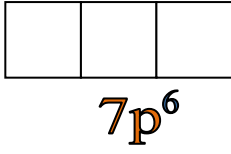
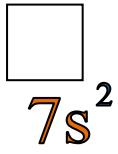
مستويات الطاقة



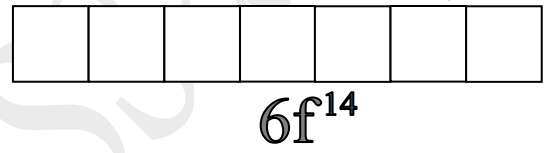
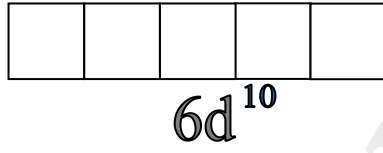
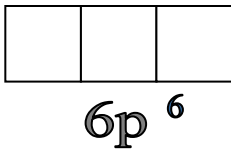
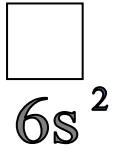
مستويات الطاقة وتحت مستويات الطاقة



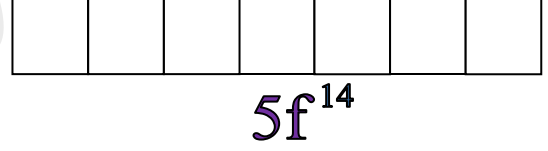
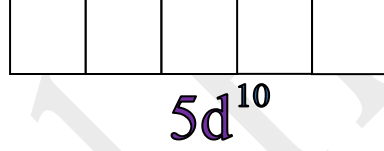
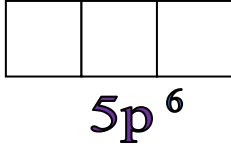
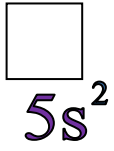
مستوى الطاقة السابع $n=7$ Q



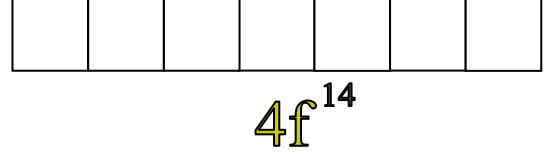
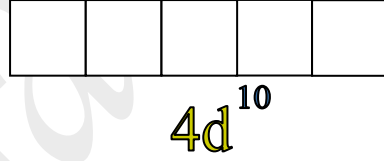
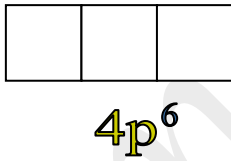
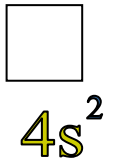
مستوى الطاقة السادس $n=6$ P



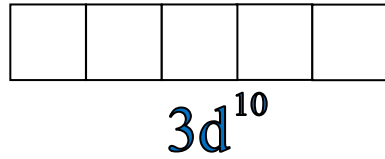
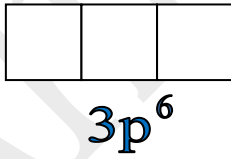
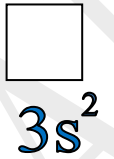
مستوى الطاقة الخامس $n=5$ O



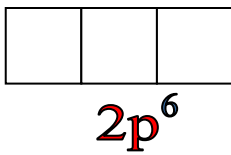
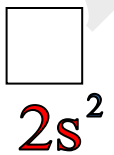
مستوى الطاقة الرابع $n=4$ N



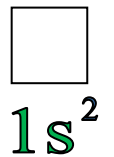
مستوى الطاقة الثالث $n=3$ M



مستوى الطاقة الثاني $n=2$ L



مستوى الطاقة الأول $n=1$ K



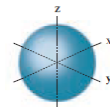
أعداد الكم Quantum Numbers

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

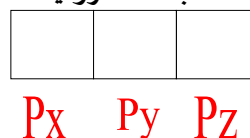
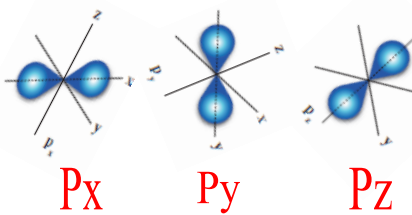
عدد الكم المغزلي (m _s)	عدد الكم المغناطيسي (m _l)	عدد الكم الثانوي (l)	عدد الكم الرئيسي (n)
يحدد عدد الكم المغزلي اتجاه حركة الإلكترون المغزلية حول محوره	يحدد عدد الأفلاك في تحت مستويات الطاقة واتجاهاتها في الفراغ	يحدد عدد تحت مستويات الطاقة في كل مستوى طاقة	هو عدد يحدد مستويات الطاقة في الذرة وكذلك طاقة المستوى ويحدد بعده عن النواة
ويأخذ القيم (+½ أو -½) (أعداد كسرية غير صحيحة)	يأخذ أي قيمة عدد صحيح في المدى (-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	يأخذ قيم عددية صحيحة في المدى (1 : 7) ويمكن معرفة أقصى عدد من الإلكترونات في كل مستوى طاقة من العلاقة (2n ²)
يدور الكترون باتجاه عقارب الساعة و يدور الالكترتون الأخر 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 .	0 □ S +1 , 0 , -1 □ □ □ P +2 , +1 , 0 , -1 , -2 □ □ □ □ □ d +3 , +2 , +1 , 0 , -1 , -2 , -3 □ □ □ □ □ □ □ f	نلاحظ أن عدد تحت المستويات التي توجد داخل كل مستوى طاقة يساوي عدد الكم الرئيسي	
	2e ⁻ S يتسع 6e ⁻ P يتسع 10e ⁻ d يتسع 14e ⁻ f يتسع	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	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

أشكال الأفلاك الذرية :

الفلك (S) : فلك كروي الشكل ويكون احتمال وجود الإلكترون في أي اتجاه من النواة "متساويًا"



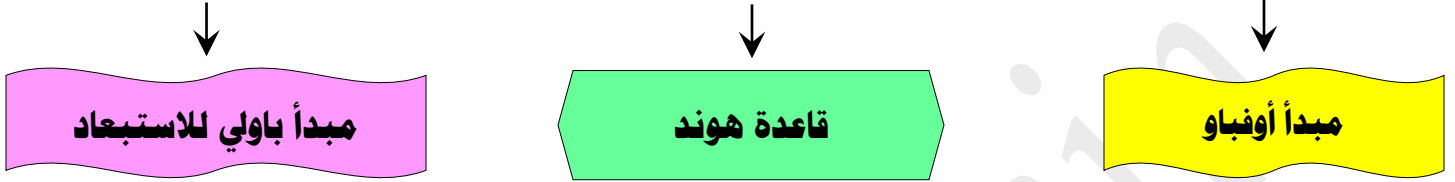
الفلك (P) : (فصيلين متقابلين) يتكون تحت المستوى P من ثلاثة أفلاك متساوية الطاقة تختلف عن بعضها بالاتجاهات التي تتركز فيها السحابة الإلكترونية فقط وتقع على زاوية قائمة من بعضها البعض



ترتيب الإلكترونات في الذرة Electrons Configuration in Atoms

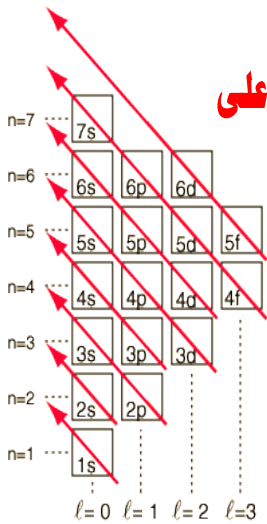
ما المقصود بـ الترتيبات الإلكترونية: هي الطرق التي تترتب بها الإلكترونات حول أنوية الذرة

لترتيب الإلكترونات هناك ثلاث قواعد يجب إتباعها و هي :



① مبدأ أوفباو :

لابد 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 $21Sc$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

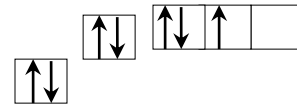
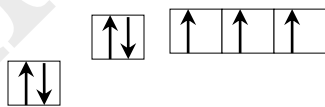
لأن طاقة تحت المستوى 4s أقل من طاقة تحت المستوى 3d

علل: تحت المستوى 4s قبل 3d

② 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 الأكسجين O :



③ 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 ، ، و يختلفان في عدد الكم المغزلي

$2S^2$

أعداد الكم	\uparrow	\downarrow
n	2	2
l	0	0
m_l	0	0
m_s	$+1/2$	$-1/2$

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

أعداد الكم	\uparrow	\uparrow
n	3	3
l	1	1
m_l	+1	0
m_s	$+1/2$	$+1/2$

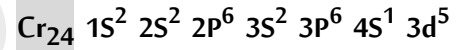
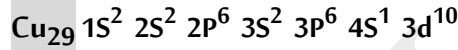
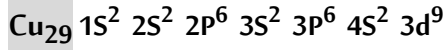
مثال: إلكترونات الفلك ($4p_x$) $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$ لهما نفس قيم أعداد الكم ، ، و يختلفان في عدد الكم المغزلي

أعداد الكم	\uparrow	\uparrow
n	4	4
l	1	1
m_l	+1	+1
m_s	$+1/2$	$-1/2$

استثناءات في الترتيب الإلكتروني :

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

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



الترتيبات الإلكترونية غير الصحيحة التالية :-

الترتيبات الإلكترونية 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 .

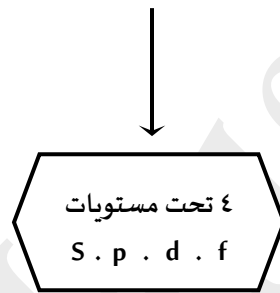
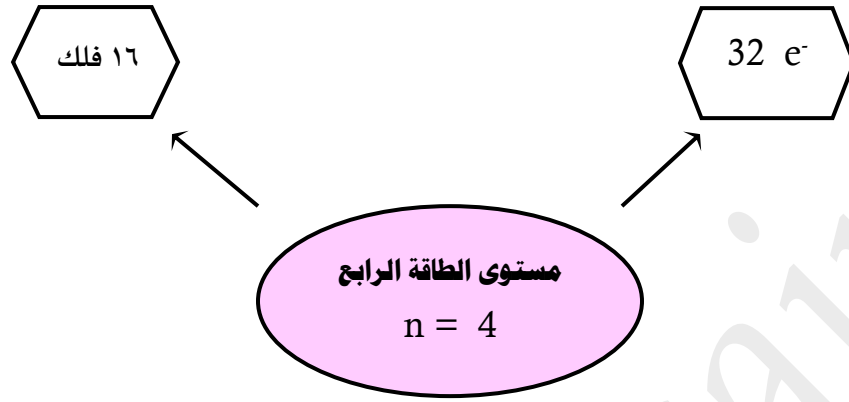
علل : الترتيب الإلكتروني لذرة الفعلي لنحاس $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ يختلف عن الترتيب النظري $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

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

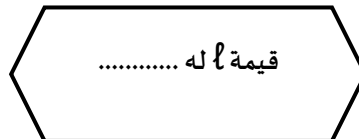
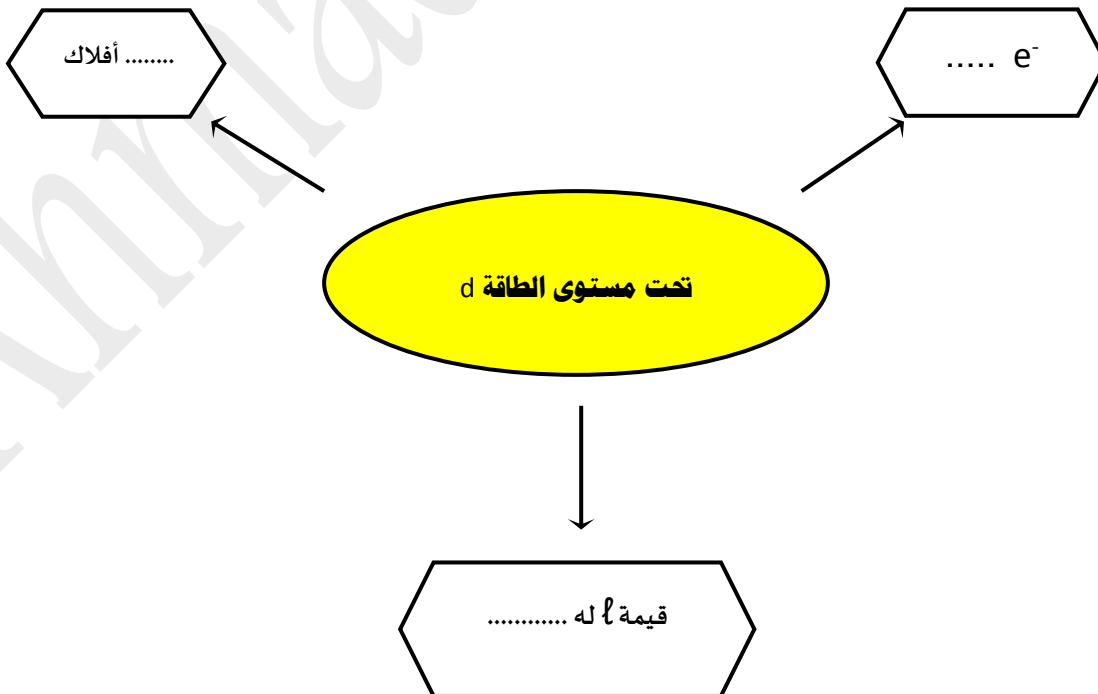
علل : الترتيب الإلكتروني لذرة الفعلي لكروم $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ يختلف عن الترتيب النظري $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$

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 :



أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب مستويات الطاقة الرئيسية :

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

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

..... $_{20}\text{Ca}$

..... $_{21}\text{Sc}$

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب تحت المستويات :

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

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

..... $_{21}\text{Sc}$

..... $_{24}\text{Cr}$

..... $_{29}\text{Cu}$

أرسم الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية في الأفلاك الذرية :

$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \square $_{6}\text{C}$

..... $_{9}\text{F}$

..... $_{11}\text{Na}$

..... $_{15}\text{P}$

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية لأقرب غاز نبيل: 



..... ${}_{21}\text{Sc}$

..... ${}_{24}\text{Cr}$

..... ${}_{29}\text{Cu}$

علل ما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً 

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

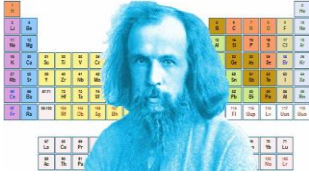
٢ - يختلف الترتيب الإلكتروني لذرة النحاس ${}_{29}\text{Cu}$ عن الترتيب الإلكتروني المُستنتج حسب مبدأ أوفباو

تطور الجدول الدوري Periodic Table

أولاً : جدول مندليف

جدول مندليف : Mendeleev's Table

Mendeleev's Periodic Table... Still Growing!



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 موضوعة جنباً إلى جنب في صفوف أفقية " و هو أول جدول دوري ترتيب فيه العناصر للتشابه في خواصها .

ثانياً : جدول موزلي (الجدول الدوري الحديث)

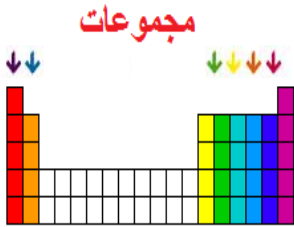
جدول ترتيب فيه العناصر بحسب الزيادة في العدد الذري من اليسار إلى اليمين ومن أعلى إلى أسفل

٧ دورات

١٨ مجموعة

10 B

8 A

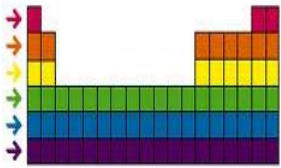


المجموعات أو (العائلة)

هي الصف الرأسي من الجدول الدوري وتحتوي 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 وتحتوي 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)

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

أشباه الفلزات

اللافلزات

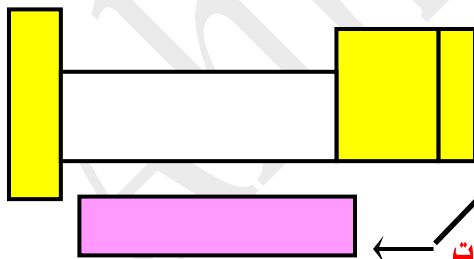
الفلزات

تشمّل العناصر الواقعة على يسار الجدول واعداء الهيدروجين	تشمّل عناصر الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري	هي العناصر الهجورة للخط الفاصل بين الفلزات و اللافلزات و تستخدم كأشباه موصلات للكهرباء
تتميز الفلزات بأنها : ① صلابة 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 صلابة ماعدا عنصر الزئبق Hg (فلز سائل)	مثل الأكسجين و الكلور و هي غازات ، و البروم سائل أحمر داكن بينما الكبريت و الكربون و الفوسفور صلابة	من أهمها <u>السيكون Si</u> و <u>الجرمانيوم Ge</u> 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**

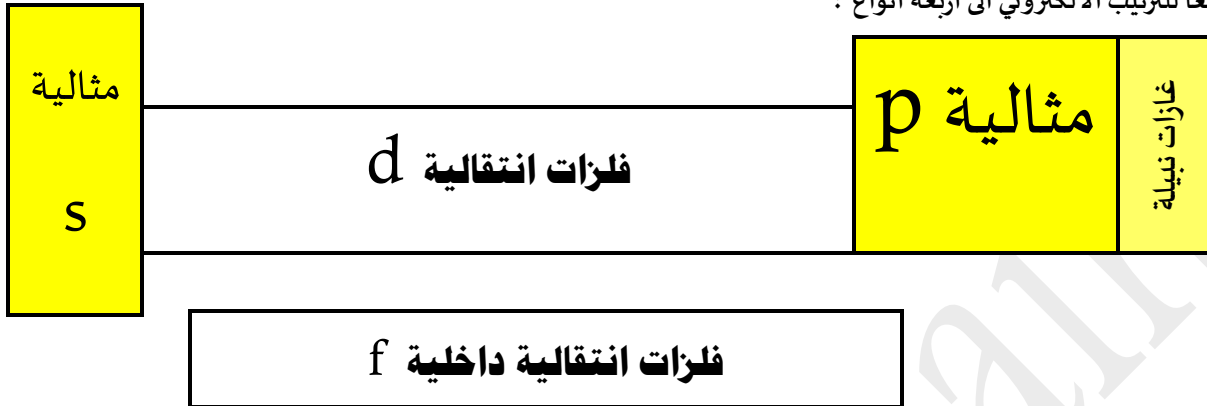
☛ من أمثلتها النيون المستخدم في ملّ الأنابيب الزجاجية المستخدمة في المصابيح

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

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 الإلكتروني Classifying Elements by Electron Configuration

تقسم العناصر تبعاً للترتيب الإلكتروني الى أربعة أنواع :



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

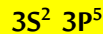
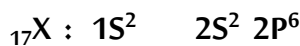
لماذا سميت عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة

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

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

☺ هام هام هام هام هام ☺ كيف نُحددُ موقع عنصر (في الدورة و المجموعة) في الجدول الدوري

😊 **مثال** : حدد موقع العنصر $17X$ في الجدول الدوري



أولاً : نرتب الالكترونات على تحت المستويات

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

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

الميل الدوري (التدرج في الخواص) Periodic Trends

الميل الإلكتروني

نصف القطر الذري

طاقة التأين

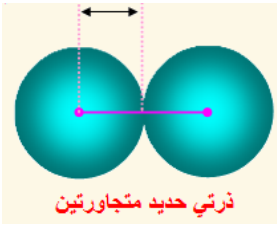
السالبية الكهربائية

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 أنوية الذرات المرتبطة في الجزيء

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



☺ يُقاسُ نصفُ القطرِ 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

		يقل الحجم الذري							
		1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
	H								He
	32								50
	Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
	152	112	98	91	92	73	72		70
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
	186	160	143	132	128	127	99		98
	K	Cu	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
	227	197	135	137	139	140	114		112
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
	248	215	166	162	159	160	133		131
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
	265	222	171	175	170	164	142		140

☺ **التدرج في الحجم الذري:**

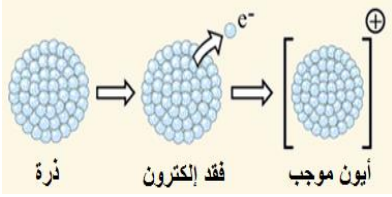
يقل الحجم الذري خلال الدورات

ويزداد كلما اتجهنا الى أسفل عبر المجموعات

ثانياً : التدرج في طاقة التأين Trends in Ionization Energy

هي الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ، ونزع 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 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 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

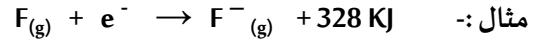
(فيصبح جذب النواة للإلكترون أصعب فتزداد طاقة جهد التأين لنقص نصف القطر)

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 وهي في الحالة الغازية



التدرج تجاه المجموعة

يقبل الميل الالكتروني في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري

لأن نصف القطر الذري (الحجم الذري) يزداد ، وبالتالي تقل قدرة النواة على جذب الالكترون الجديد

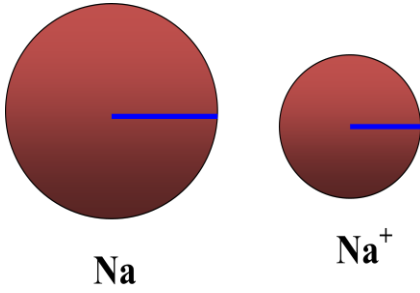
التدرج تجاه الدورات

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

لأن نصف القطر الذري (الحجم الذري) يقل مما يسهل على النواة جذب الالكترون الجديد المضاف



رابعاً: التدرج في الحجم الأيوني Trends in Ionic Size



- ذرات الفلزات لها طاقة تأين منخفضة ➔ تكون أيونات موجبة (+)
- ذرات اللافلزات لها طاقة تأين مرتفعة ➔ تكون 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 للإلكترونات

(كاتيون Na⁺ أقل في الحجم من ذرة Na ، و كاتيون Al³⁺ أقل في الحجم من Al)



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

➔ وذلك لأن قوة جذب النواة أقل لزيادة عدد الإلكترونات مثال : أيون Cl⁻ أكبر حجماً من Cl

😊 التدرج تجاه الدورة

يقبل حجم الأيون الموجب والأيون السالب من يسار الجدول إلى يمين الجدول عبر الدورة الواحدة وتزداد

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

خامساً: التدرج في السالبية الكهربية Trends in Electronegativity

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

التدرج في المجموعة

تقل السالبية الكهربية في المجموعات من أعلى المجموعة إلى أسفلها

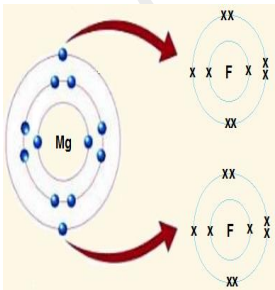
زيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري)

التدرج في الدورة

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

لتنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري)

وتنقاس بمقياس باولنج



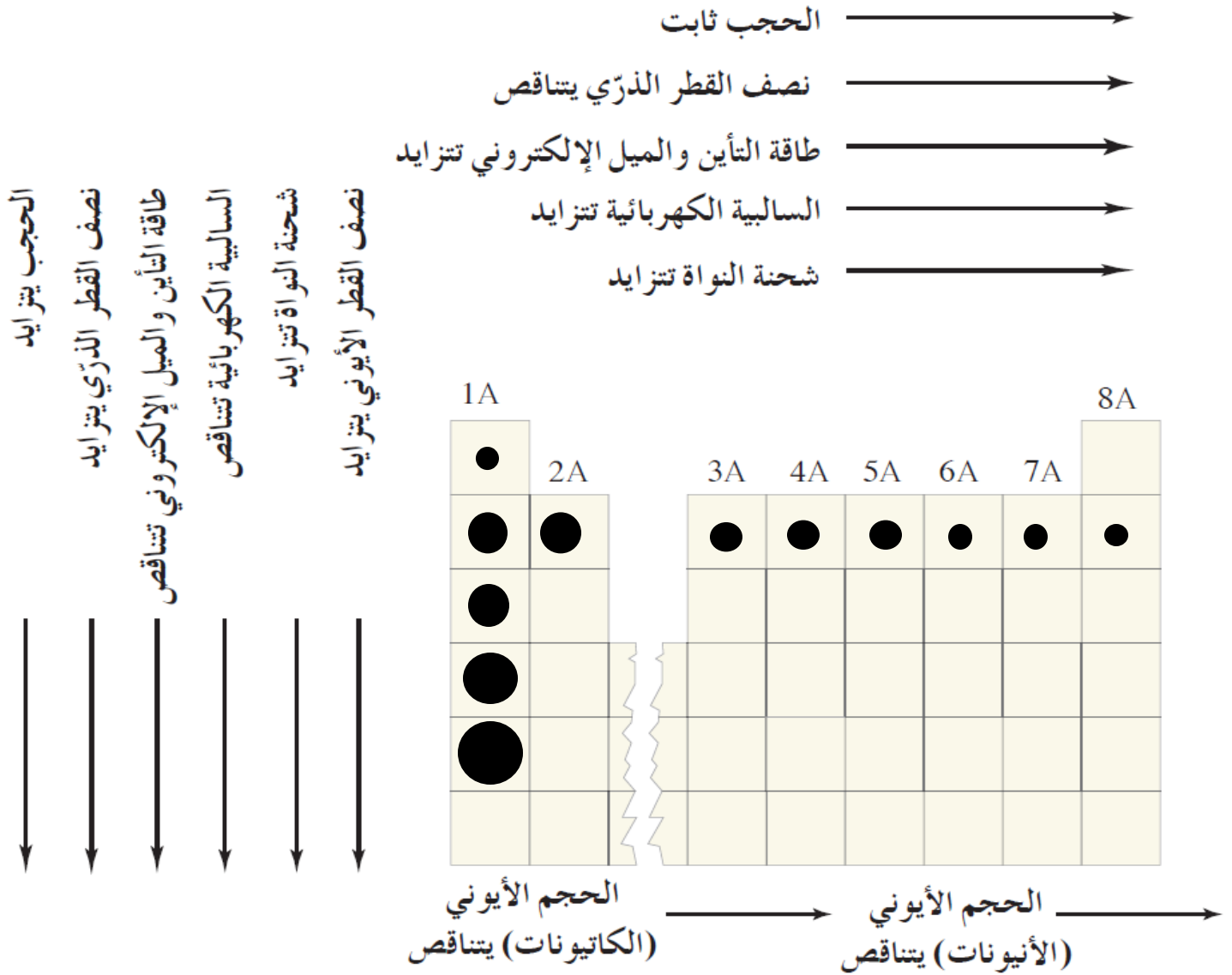
الفلزات في يسار الجدول لها سالبية كهربية منخفضة .

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 الإلكترونات .

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

التدرج في الدورة → (من اليسار الى اليمين)	التدرج في المهجوعة ↓ (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 كيميائياً بذرات عنصر آخر	السالبية الكهربية
ثابت	يزداد	-	تأثير الحجب (مستويات الطاقة)
تزداد	تزداد	-	شحنة النواة

☎ 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 ها يلي :

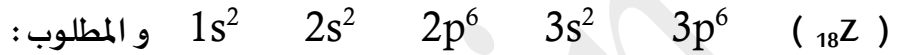
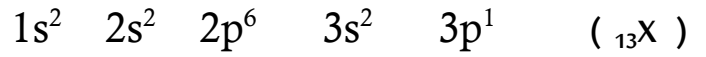
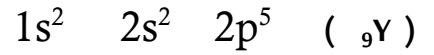
- ١ (الترتيب الالكتروني الكامل للعنصر X
- ٢ (هل يعتبر العنصر Y فلز أم لافلز
- ٣ (اسم العنصر M
- ٤ (حدد رمز العنصر Z من بين الرموز التالية (Ca , C , He , F) ، رمز العنصر هو

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

لديك عناصر رموزها الافتراضية :



١ اسم العنصر ${}_9Y$ ورمزه الكيميائي

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

الدورة : المجموعة :

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

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

٤ أعلى العنصرين (${}_9Y$ ، ${}_{18}Z$) في طاقة التآين هو

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

لديك العناصر التي رموزها الكيميائية التالية : ${}_{21}Y$ ، ${}_{19}L$ ، ${}_9X$ ، ${}_3Z$ 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 تآين ؟

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

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

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 الإلكترونات التكافؤ للبتاسيوم ١ لأنه يوجد في المجموعة 1A

عدد الإلكترونات التكافؤ للكالسيوم ٢ لأنه يوجد في المجموعة 2A

عدد الإلكترونات التكافؤ للأكسجين ٦ لأنه يوجد في المجموعة 6A

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

ما المقصود بـ " الترتيبات الإلكترونية النقطية "

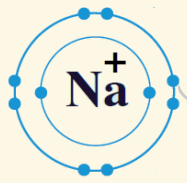
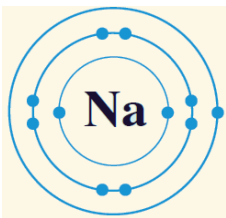
هي الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط

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·

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



الترتيبات الإلكترونية للكاثيونات (+)

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 إلى الترتيب الكهربي الخارجي للغازات النبيلة ، حيث يحتوي 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

الإلكترونات التكافؤ الخاصة بها .

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

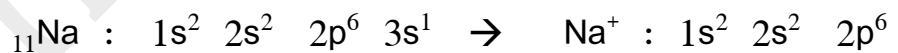
تحتوي معظم الفلزات على إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات تكافؤ و بالتالي يكون من السهل نزعها

علل : تميل ذرات الفلزات لفقد الإلكترونات و تكوين كاتيونات

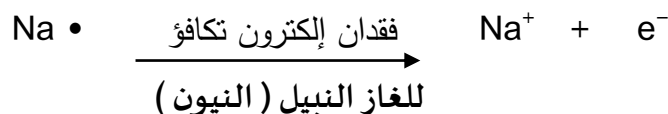
لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات و بالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الإلكترونات للوصول إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

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

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



يحتوي غلاف التكافؤ لكاتيون الصوديوم على 8 إلكترونات تكافؤ ، و يصبح الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم مماثل



ملاحظة : أحياناً تختلف شحنات كاتيونات العناصر الانتقالية :

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

أو قد تفقد ذرة الحديد ثلاثة إلكترونات و يتكون أيون الحديدك Fe^{3+}



الترتيبات الإلكترونية للأيونات (-)

📌 ما المقصود بـ " الأنيون "

هو ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل الشحنة السالبة

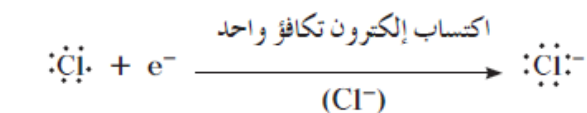
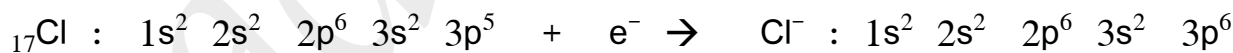
ملاحظة : يتكون الأنيون عندما تكتسب الذرة المتعادلة الالكترونات (e⁻)

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 .

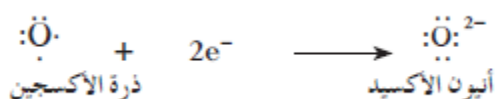
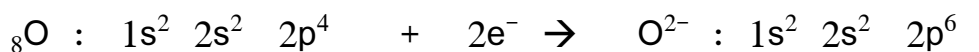


📌 ما المقصود بـ " أيونات الهاليدات "

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 .

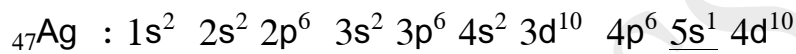


الترتيبات الإلكترونية الشاذ لبعض العناصر عن قاعدة الثمانية

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

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

أكتب الترتيبات الإلكترونية للفضة Ag ، و الترتيب الإلكتروني لكاتيون الفضة Ag^+



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

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

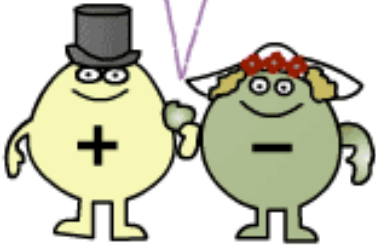
يجب أن تكتسب سبعة إلكترونات .

علل لا تستطيع الفضة الوصول الى الترتيب الإلكتروني 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 $5s^1$ ، وبالتالي يصبح مستوى الطاقة الخارجي ($n = 4$) ممتلئاً بـ (18) إلكترون و هو ترتيب مفضل نسبياً للفضة حيث ينتج كاتيون الفضة (Ag^+)

الرابطة الأيونية Ionic Bond

نحن متقدمان إلى الأبد .



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 ($_{17}\text{Cl}$)

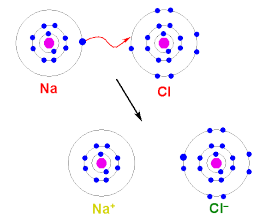
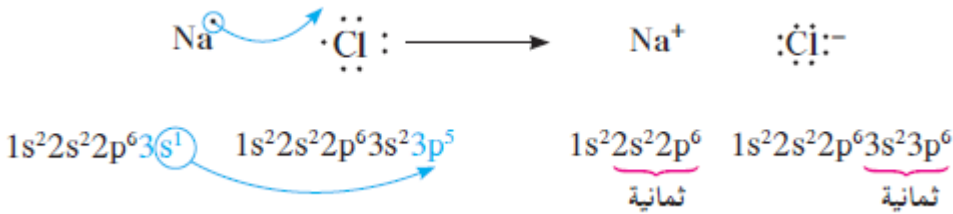
يمتلك الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد و بالتالي يمكن أن يفقده بسهولة ، إما الكلور فيمتلك سبعة الكترونات تكافؤ و بالتالي

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

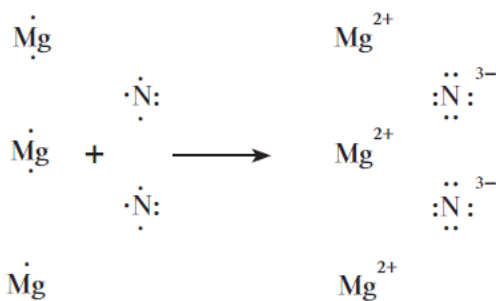
الكلور حيث ينتج كاتيون صوديوم واحد Na^+ و أنيون كلوريد واحد Cl^- تتجاذب الشحنات المختلفة ليتكون

كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) .



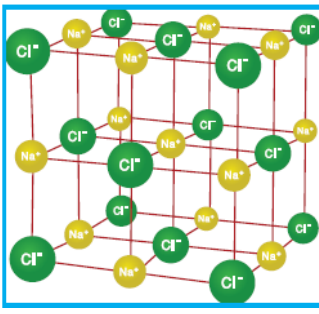
صيغة المركب الناتج (كلوريد الصوديوم) هي NaCl

باستخدام الترتيبات 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

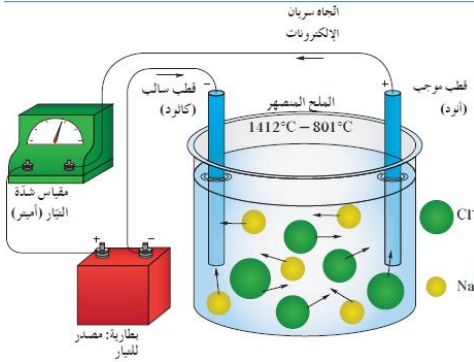


① جميع المركبات الأيونية صلبة بلورية في درجة حرارة الغرفة .

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

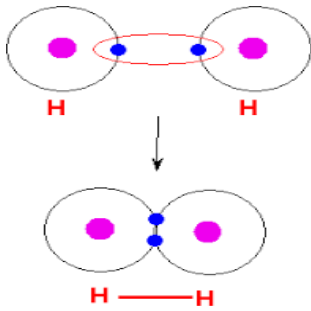
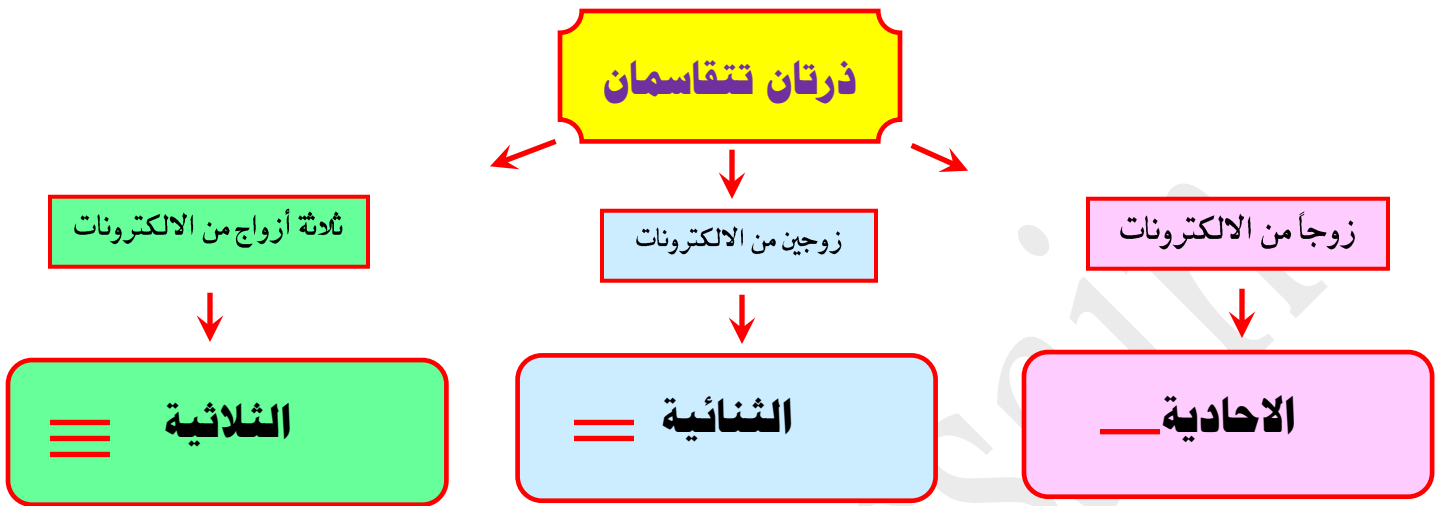
علل: توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عندما تنصهر أو عندما

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

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



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

الإلكتروني 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 "

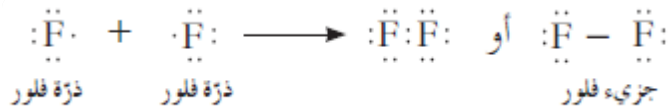
هي صيغ كيميائية توضح ترتيب الذرات في الجزيئات و الأيونات عديدة الذرات

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 : جزيء الفلور F_2

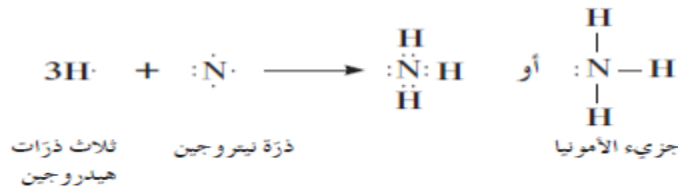
تمتلك كل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ و بالتالي تحتاج لإلكترون واحد لتكمل غلاف تكافؤها ، لذلك تتقاسم ذرتا الفلور

زوجاً من الإلكترونات لتتكون رابطة تساهمية أحادية و بالتالي 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 الإلكترونية النقطية لجزيء الامونيا NH_3

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



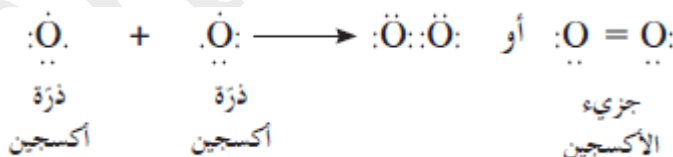
ملاحظة : يحتوي جزيء الامونيا على ثلاث روابط أحادية و زوج إلكترونات تكافؤ غير مشاركة (غير مرتبطة)

الرابطة التساهمية الثنائية (من الأمثلة عليها غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، $\text{O} = \text{C} = \text{O}$)

هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات زوجين من الإلكترونات

مثال : جزيء الأوكسجين O_2

تحتوي كل ذرة أكسجين على ستة إلكترونات تكافؤ ، و بالتالي ستساهم كل ذرة بزوج من إلكتروناتها مع ذرة أكسجين أخرى



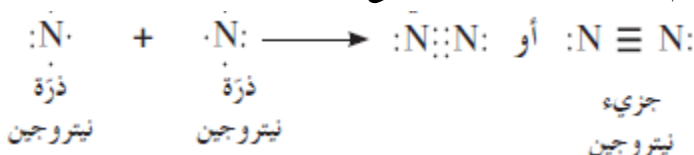
لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

الرابطة التساهمية الثلاثية

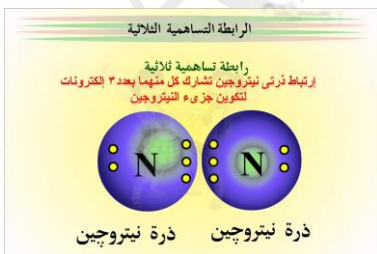
هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الإلكترونات

مثال : جزيء النيتروجين N_2

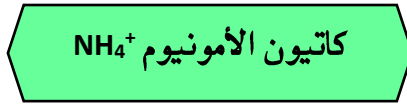
تحتوي كل ذرة نيتروجين على خمسة إلكترونات تكافؤ و بالتالي ستساهم كل ذرة ثلاثة إلكترونات مع ذرة نيتروجين



لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات



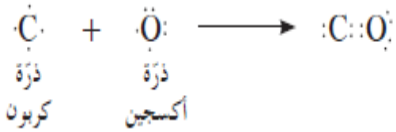
Coordinate Covalent Bond الرابطة التساهمية التناسقية



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 الكترونات غير

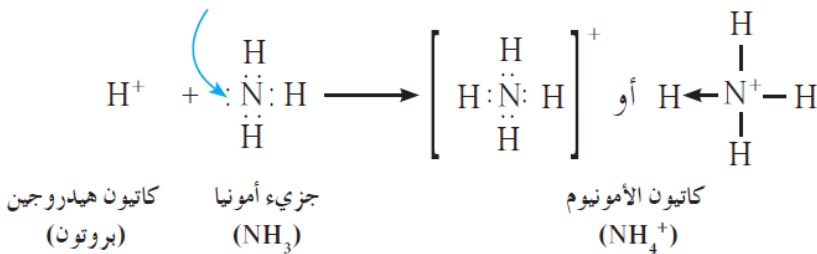
المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الكربون و الاكسجين و تسمى هذه الرابطة (بالرابطة التناسقية)

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

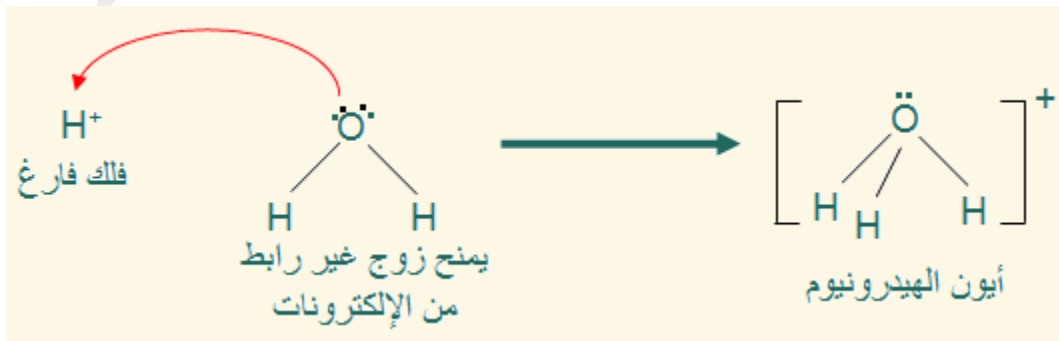
مثال ٢ : كاتيون الأمونيوم NH_4^+

ملاحظة : يتكون كاتيون الأمونيوم عندما يجذب كاتيون هيدروجين H^+ الى الزوج الالكتروني غير المرتبط لجزئ الامونيا NH_3

زوج من الالكترونات غير تساهمي (غير مشارك)



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 تكافئها :

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

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 إلكترونات أو أكثر فإنها تتحول الى

② الترتيب الإلكتروني للكاتيون Mg²⁺ يشبه الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل

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

1 - تكتسب ذرة الكبريت إلكترونين للوصول للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الأقرب ويسمى الأيون الناتج كاتيون []

2 - الترتيب الإلكتروني لكل من كاتيونات Ag⁺ و Cd²⁺ يشذ عن قاعدة الثمانية []

😊 لديك العناصر الافتراضية التالية :

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

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

اسم الرابطة المتكونة :

بإستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية وضح كيف يرتبط العنصر ($_{7}A$) مع العنصر ($_{1}X$) و اذكر اسم الرابطة المتكونة

اسم الرابطة المتكونة :

مُستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية حدد اسم و صيغة المركب الناتج من اتحاد الصوديوم ($_{11}Na$) مع الكلور ($_{17}Cl$)

اسم المركب الناتج :

بإستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية حدد اسم و صيغة المركب الناتج عن اتحاد النيتروجين ($_{7}N$) و الهيدروجين ($_{1}H$)

اسم المركب الناتج :

كيمياء العناصر Chemistry of elements

القطاع p

القطاع S

الفلزات القلوية الأرضية

الفلزات القلوية

هي عناصر المجموعة 1A والتي تقع إلكتروناتها 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 (NaCl , NaF , KCl)

3

Li

الليثيوم

11

Na

الصوديوم

19

K

البوتاسيوم

37

Rb

الروبيديوم

55

Cs

السيزيوم

87

Fr

الفرانسيوم



وهي ليننة يهكن قطعها باستخدام السكين

الخواص الفيزيائية

تتميز ببريق لمعاني

جيدة التوصيل للحرارة

جيدة التوصيل للكهرباء

درجات انصهارها منخفضة

كثافتها منخفضة

ساليبتها الكهربائية منخفضة

لها قوالم الصلصال المتماسك

علل : لا توجد فلزات المجموعة 1A منفردة في الطبيعة. لنشاطها وفاعليتها الكبيرة .

الصوديوم Na



يحضر الصوديوم عن التحليل الكهربائي لهصهور كلوريد الصوديوم

أذكر أهم استخدامات الصوديوم

① تبريد المفاعلات النووية
② مصدر ضوئي في مصابيح بخار الصوديوم
③ يستخدم 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

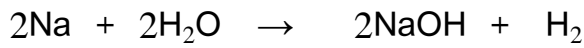


الخواص الكيميائية

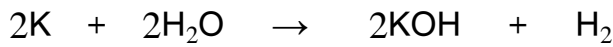
(أ) التفاعل مع الماء

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



② : أكتب معادلة تفاعل البوتاسيوم مع الماء



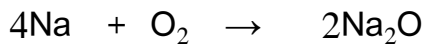
علل : يجب ارتداء قفازات واقية عند التعامل مع الفلزات القلوية

لأنها تتفاعل بقوة مع الرطوبة الموجودة في جلد الإنسان .

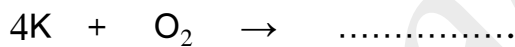
(ب) التفاعل مع الأكسجين

ملاحظة : تتفاعل الفلزات القلوية مع الأكسجين لتنتج مركبات صلبة تسمى الكاسيد

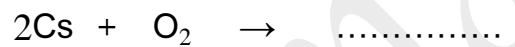
مثال ① : أكتب معادلة تفاعل الصوديوم مع أكسجين الهواء الجوي



مثال ② : أكمل المعادلة التالية



مثال ③ : أكمل المعادلة التالية



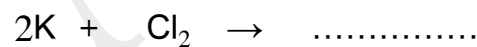
(ج) التفاعل مع الهالوجينات

ملاحظة : تتفاعل القلويات مباشرة مع الهالوجينات (عناصر المجموعة 7A) وتتكون الاملاح

مثال ① : اكتب معادلة تفاعل الصوديوم مع الكلور



مثال ② : أكمل المعادلة التالية



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 إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns^2

4

Be

البيريليوم

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

12

Mg

المغنيسيوم

تستخدم الحيوانات الصدفية (المحار) و الشعب المرجانية كاتيونات الكالسيوم Ca^{2+} في بناء هيكلها



☺ تعتبر أكثر صلابة من الفلزات القلوية و أقل نشاطاً منها و أقل ذوباناً في الماء

20

Ca

الكالسيوم

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

→ لأن تركيبها لا يتغير بالنار .

38

Sr

السترانشيوم

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

⊖ لأنها نشاطها أقل إذا ما قورنت بعناصر المجموعة 1A .

56

Ba

الباريوم

88

Ra

الراديوم

الخواص الفيزيائية

① صلبة

② لها بريق لمعاني

◇ علل : تتميز فلزات المجموعة 2A بريق 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



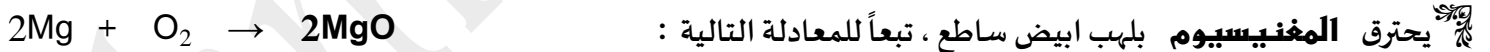
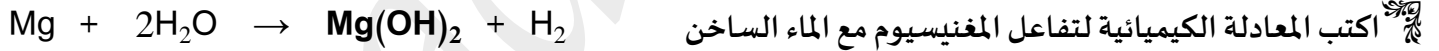
☺ ينتج الكالسيوم عن التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الكالسيوم

يُعرفُ أكسيد الكالسيوم CaO بالجير الحي .
يمكن الحصول على أكسيد الكالسيوم بتسخين الحجر الجيري (كربونات الكالسيوم) $CaCO_3$ عند درجة حرارة مرتفعة
$CaCO_3 \xrightarrow{900\text{ C}} CaO + CO_2$
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 وذلك بتمرير هذا الغاز على أنبوب يحتوي هذا المحلول حيث يتكون راسب من كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ وفقاً للمعادلة التالية :
$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$



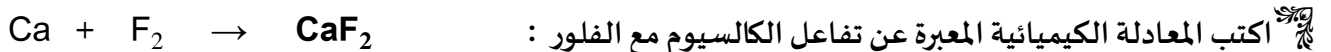
الخواص الكيميائية

يتفاعل الكالسيوم مع الماء البارد ، بينما لا يتفاعل المغنيسيوم مع الماء البارد .



أكتب معادل تفاعل الباريوم مع الأكسجين

تتفاعل الفلزات مع الهالوجينات وتعطي الهاليدات المقابلة .



﴿ والله ولي التوفيق ﴾