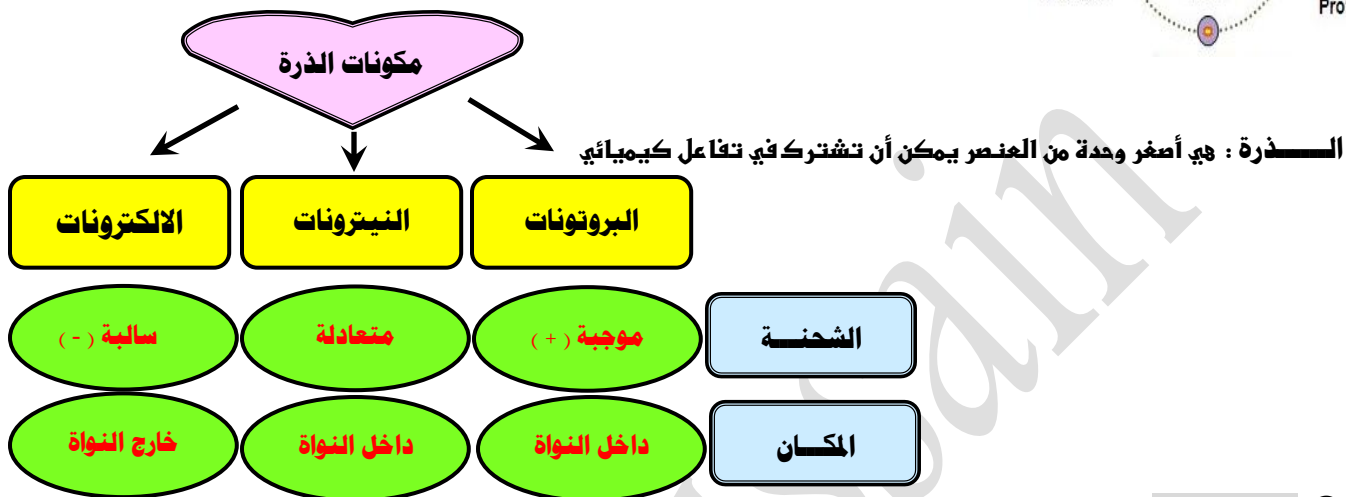
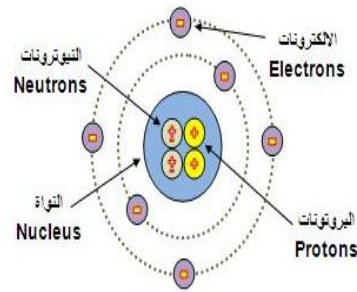


الإلكترونات في الذرات والدورية الكيميائية

تطور النماذج الذرية



كتلة البروتون تساوي تقريباً كتلة النيوترون

وتحتوي النواة على أكثر من 99% من المادة الموجودة في الذرة

ما هو الفرق بين السحابة الإلكترونية والفلك الذري :

السحابة الإلكترونية	الفلك الذري
هى منطقة في الفضاء المحيط بالنواة ويحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد	المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون



علل : تسمية السحابة الإلكترونية بهذا الاسم

سبب حركة الإلكترونات السريعة حول النواة والتي تزيد على 2000Km في الثانية

نموذج بور (ينص على) :

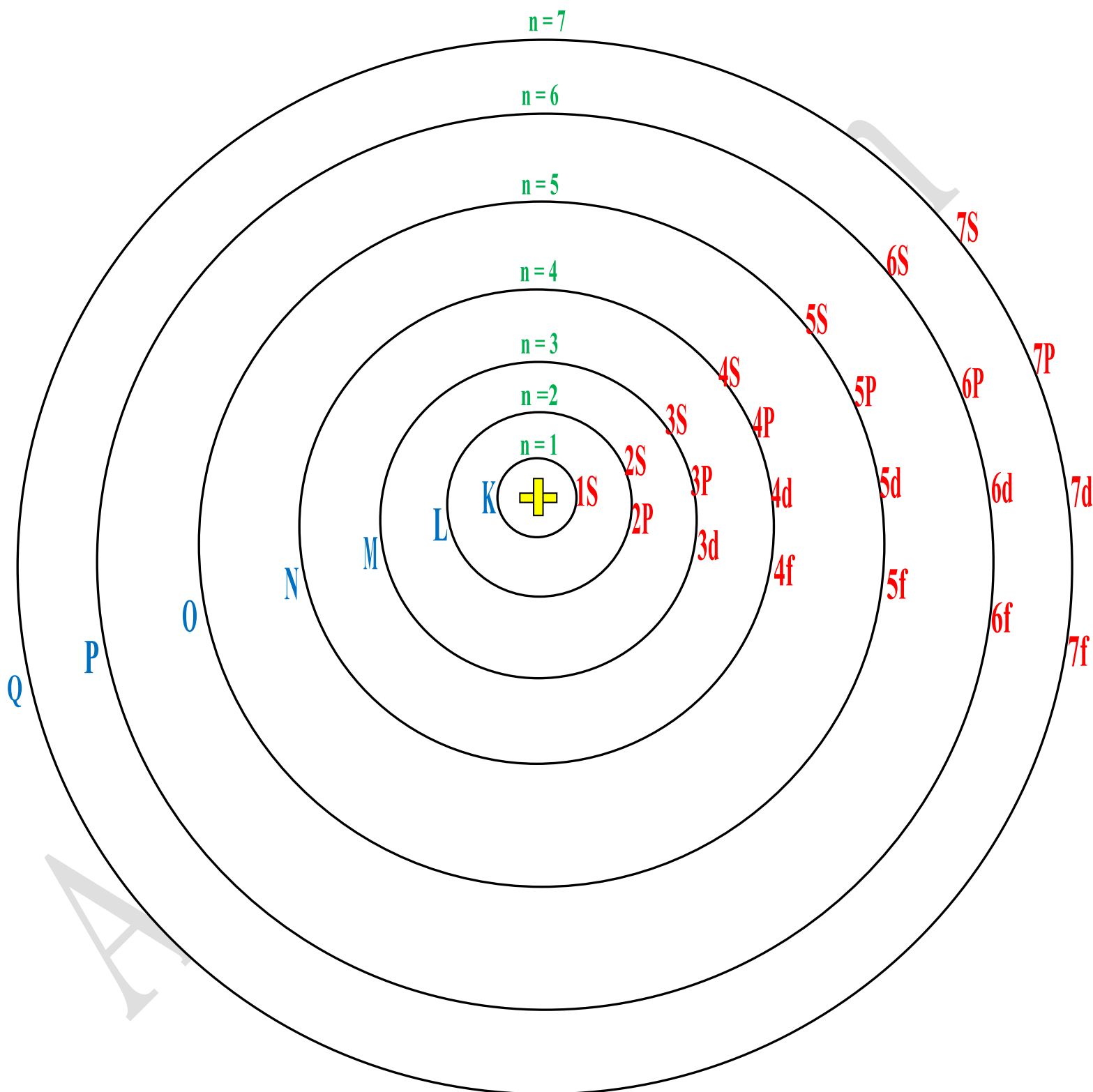
1	يدور الإلكترون حول النواة في مدار ثابت .
2	للذرة عدد من المدارات لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة كل مدار له مستوى معين من الطاقة يشار إليه بالحرف (n) يبدأ من (1 الى ∞)
3	لا يشع الإلكترون الطاقة ولا يمتصها مادام يدور في المسار نفسه حول النواة
4	يمكن للإلكترون أن ينتقل من مستوى إلى مستوى آخر عندما يأخذ طاقة حيث يمتص طاقة لينتقل إلى مستوى أعلى بينما يشع طاقة إذا انتقل إلى مستوى أقل وبذلك يتكون طيف الإشعاع الخط

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة (نموذج شرودينجر)

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

ما هو الكم (أو كوانتم) الطاقة :

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



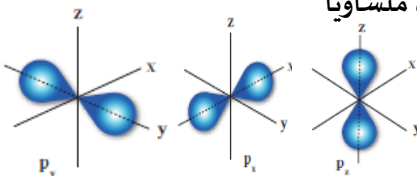
أعداد الكم

عدد الكم الرئيسي (n)	عدد الكم الثانوي (l)	عدد الكم المغناطيسي (m)	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 (1 : 7) ويمكن معرفة أقصى عدد من الإلكترونات في كل مستوى طاقة من العلاقة (2 n ²)	يأخذ قيمة عدد صحيح في المدى (0 ، 1 ، 2 ، 3 إلى n-1) وتأخذ الرموز (s, p, d, 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	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 ويدور الإلكترون الآخر عكس عقارب الساعة و ينتج عن ذلك مجالين مغناطيسيين متعاكسين في الاتجاه وهذا يقلل من التنافر بينهما مما يساعد على وجود إلكترونين في الفلك نفسه.
يرمز لكل مستوى طاقة بحرف يبدأ من : n = 1 K 2e ⁻ n = 2 L 8e ⁻ n = 3 M 18e ⁻ n = 4 N 32e ⁻ n = 5 O n = 6 P n = 7 Q	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	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 متساوياً

الفلك (P): 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 الالكترونات في الذرة

مبدأ باولي للاستبعاد

قاعدة هوند

مبدأ أوفباو

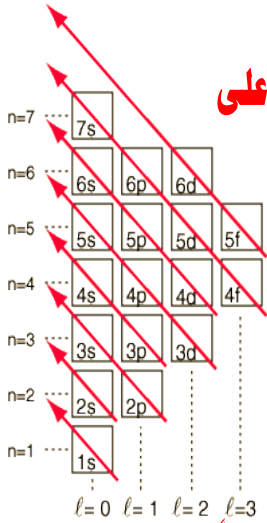
👉 ما المقصود بـ الترتيبات الالكترونية: هي الطرق التي تترتب بها الالكترونات حول أنويه الذرة

لترتيب الالكترونات هناك ثلاث قواعد يجب إتباعها و هي :

① مبدأ أوفباو :

لا بد 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 $21Sc$: $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^6 \quad 4s^2 \quad 3d^1$

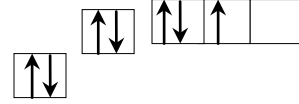
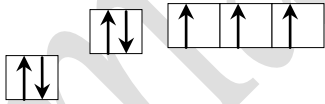
لأن طاقة تحت المستوى 4s أقل من طاقة تحت المستوى 3d

😊 علل : تحت المستوى 4s قبل 3d

② قاعدة هوند 1927 :-

الالكترونات 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 (s) $\uparrow\downarrow$ لهما نفس قيم أعداد الكم ، ، و يختلفان في عدد الكم المغزلي

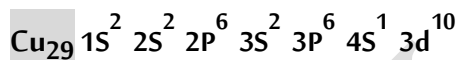
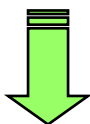
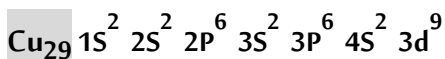
إلكترونات الفلك (2 P^2) $\uparrow\uparrow$ لهما نفس قيم أعداد الكم ، ، و يختلفان في عدد الكم المغناطيسي

يتسع الفلك لإلكترونين $\uparrow\downarrow$ ويجب أن يكون دورانهما المغزلي في اتجاهين متضادين

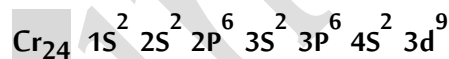
استثناءات في الترتيب الإلكتروني :

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

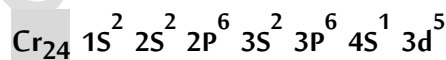
وذلك باستخدام مخطط أوفباو و يختلف هذا الترتيب عند الوصول الى عنصري النحاس والكروم .



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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

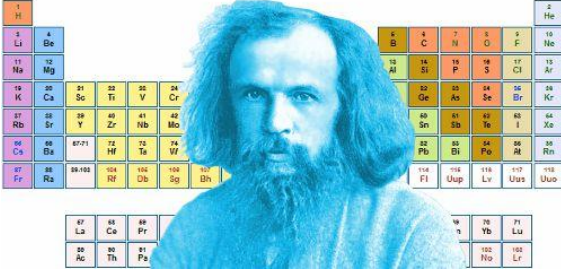
لأن تحت مستوى الطاقة d يكون أكثر استقراراً عندما يكون ممتلئ بالكامل

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

الدورية الكيميائية و الميول الدورية

Mendeleev's Periodic Table... Still Growing!



① جدول مندليف :

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

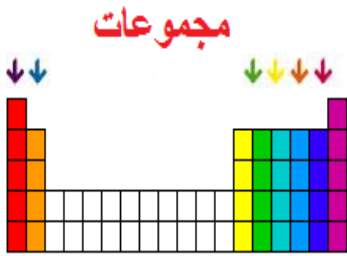
ثم رتب الأعمدة في صفوف و وضعها على أساس أن تلك العناصر التي

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

② الجدول الدوري الحديث :

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

وهو الجدول الأكثر استخداماً .

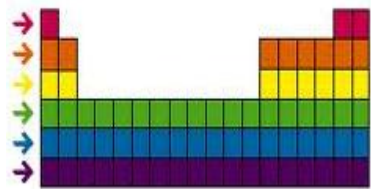


الجموعات أو (العائلة) :

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

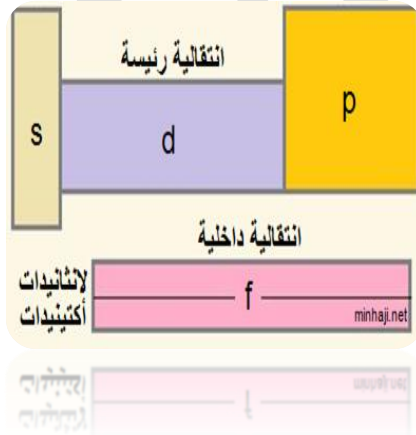


الدورات :

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 مجموعة ، منها مجموعات رئيسية

و يحتوي على مجموعات فرعية

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

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

أشباه الفلزات	اللافلزات	الفلزات
هي العناصر المجاورة للخط الفاصل بين الفلزات واللافلزات وتستخدم كأشباه موصلات للكهرباء	تشمل عناصر الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري	تشمل العناصر الواقعة على يسار الجدول ماعدا الهيدروجين
تأخذ خواص وسطية بين الفلزات واللافلزات	تتميز اللافلزات بـ ① ليس لها بريق لمعاني ② لا توصل الحرارة ③ لا توصل الكهرباء ④ غير قابلة للطرق والسحب	تتميز الفلزات بأنها : ① صلابة ② توصيل الكهرباء ③ توصيل الحرارة ④ لها بريق لمعاني ⑤ قابلة للطرق والسحب
من أهمها السيلكون Si و الجرمانيوم Ge و يستخدمان في تصنيع الشرائح الرقيقة لأجهزة الكمبيوتر و الخلايا الشمسية .	مثل الأكسجين و الكلور و هي غازات ، و البروم سائل أحمر داكن بينما الكبريت و الكربون و الفوسفور صلبة	80 ٪ من الجدول الدوري هو من فلزات و تعتبر الفلزات مواد صلبة ماعدا عنصر الزئبق Hg (فلز سائل)

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

وتسمى 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 :-

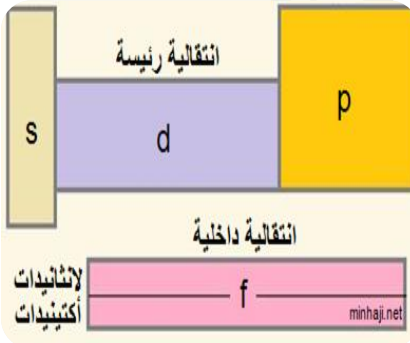
الهالوجينات :- " هي لافلزات المجموعة (7A) ومنها الفلور والكلور والبروم واليود

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

من أمثلتها النيون المستخدم في مل الأنايبب الزجاجية المستخدمة في المصابيح

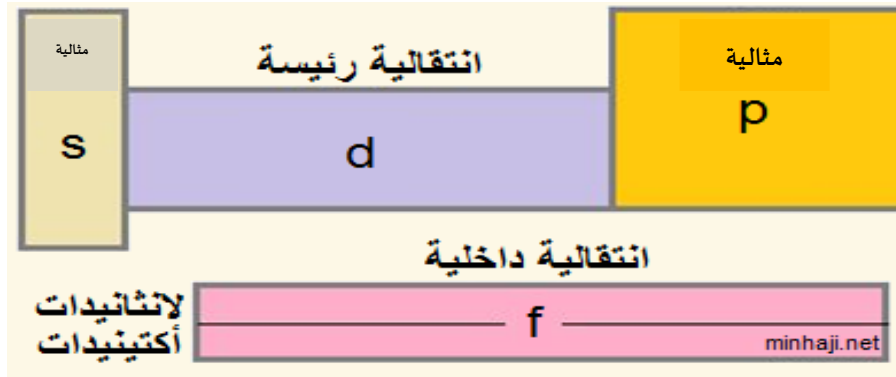
ملحوظة : يستخدم الكلور و البروم في تطهير أحواض السباحة و النحاس والفضة فلزان موصلين ممتازين للكهرباء والحرارة

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



تقسيم العناصر تبعاً للترتيب الإلكتروني

تقسم العناصر تبعاً للترتيب الإلكتروني الى أربعة أنواع :



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

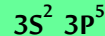
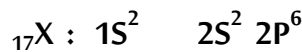
لماذا سميت عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة

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

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 نُحدد موقع عنصر (في الدورة والمجموعة) 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 7 الكترونات) : اذا العنصر $17X$ يقع في المجموعة 7A

الميل الدوري (التدرج في الخواص)

السالبية الكهربائية

الميل الإلكتروني

طاقة التأين

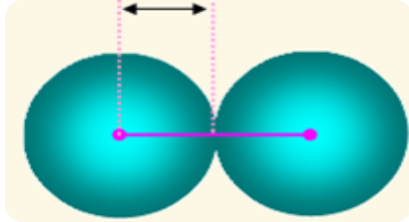
نصف القطر الذري

١ - نصف القطر الذري

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 البكومتر 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 يزداد (نصف القطر الذري) الحجم الذري

التدرج تجاه الدورة

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

لعدم زيادة مستويات الطاقة وزيادة شحنة النواة وبذلك يقل الحجم الذري " حيث أن الإلكترونات تضاف على نفس المستوى ويحدث جذب لأكثر عدد من الإلكترونات "

😊 التدرج في الحجم الذري :

يقل الحجم الذري خلال الدورات

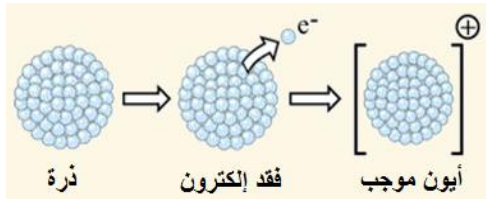
ويزداد كلما اتجهنا الى أسفل عبر المجموعات

يقل الحجم الذري									
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A		
H 1							He 2		
Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10		
Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18		
K 19	Ca 20	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36		
Rb 37	Sr 38	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54		
Cs 55	Ba 56	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86		

٢ - طاقة التأين

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 (+)

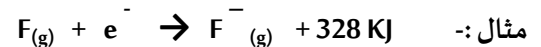
تسمى الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الثاني **بطاقة التأين الثانية** لتكون أيون (2+)

التدرج تجاه المجموعة
تقل طاقة التأين في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري
لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري) حيث يتواجد الإلكترون بعيداً عن النواة مما يسهل نزعها بأقل طاقة تأين
التدرج تجاه الدورات
علل تزداد طاقة التأين في الدورة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري
لنقص نصف القطر الذري و زيادة شحنة النواة
(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 "

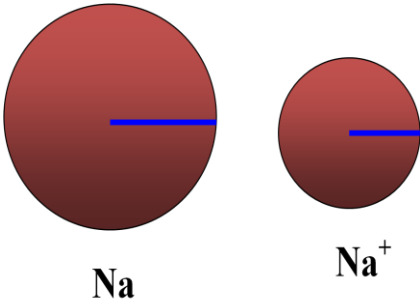
٣ - الميل الإلكتروني

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
لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري) ، ولزيادة عدد مستويات الطاقة مما يصعب على النواة جذب الإلكترون
التدرج تجاه الدورات
يزداد الميل الإلكتروني في الدورات من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري
لنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري) مما يسهل على النواة جذب الإلكترون الجديد المضاف

٤ - الحجم الأيوني

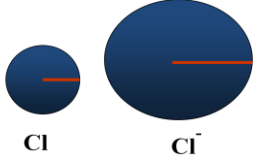


- ☞ ذرات الفلزات لها طاقة تأين منخفضة تكون أيونات موجبة (+)
- ☞ ذرات اللافلزات لها طاقة تأين مرتفعة تكون أيونات سالبة (-)

😊 **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 (الأنيونات) دائماً أكبر في الحجم من الذرات المتعادلة

☞ **و ذلك لأن قوة جذب النواة أقل لزيادة عدد الإلكترونات مثال : أنيون Cl⁻ أكبر حجماً من Cl**

😊 **التدرج تجاه الدورة**

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

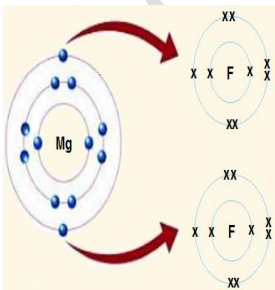
كلما تحركنا الى أسفل في المجموعات (مثال : في الدورة الثالثة B أكبر حجماً من F وفي المجموعة الأولى Na أقل حجماً من CS)

٥ - السالبية الكهربائية

هي مقياس قدرة الذرة المرتبطة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها

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



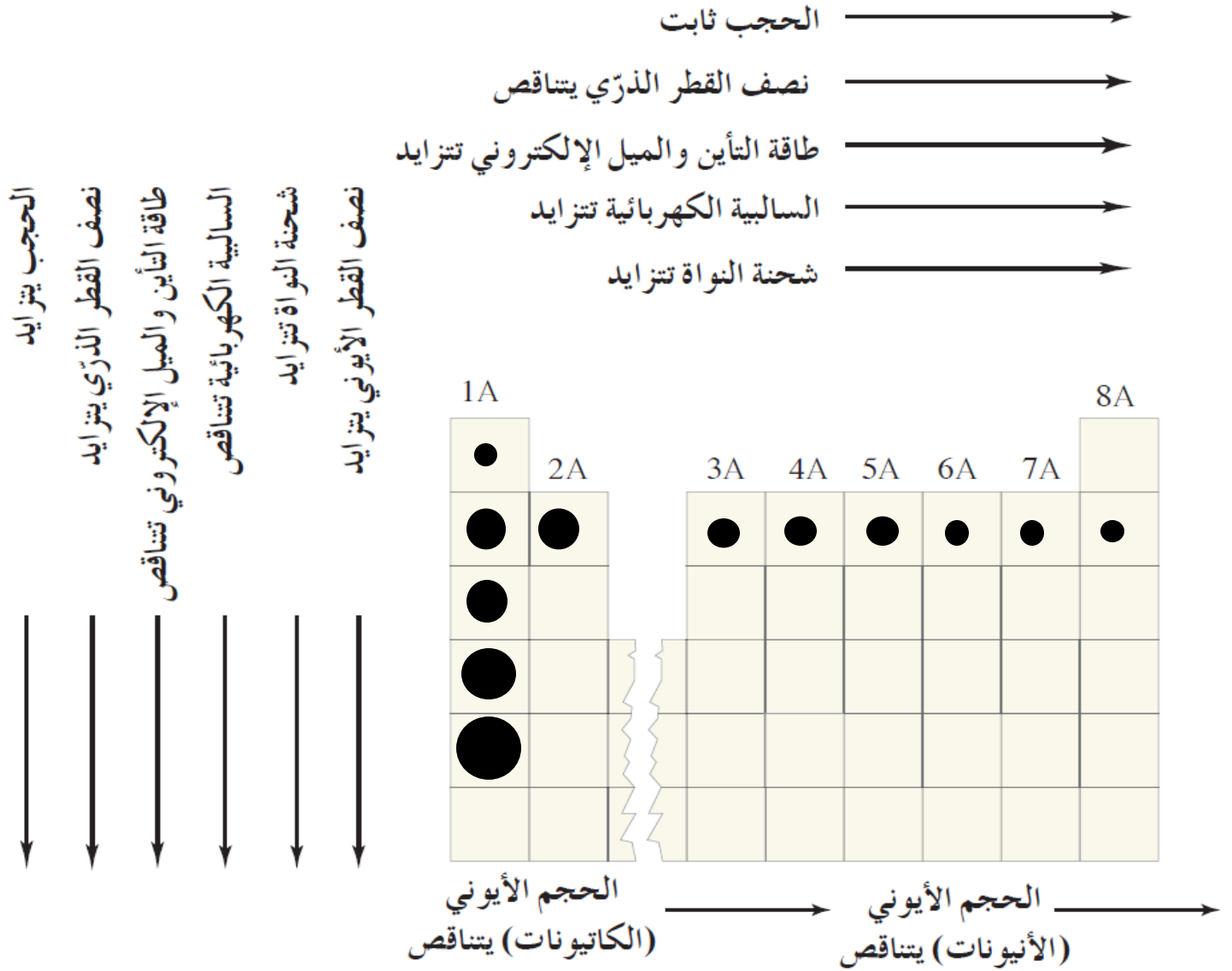
الفلزات في يسار الجدول لها سالبية كهربائية منخفضة .

اللافلزات في يمين الجدول لها سالبية كهربائية مرتفعة .

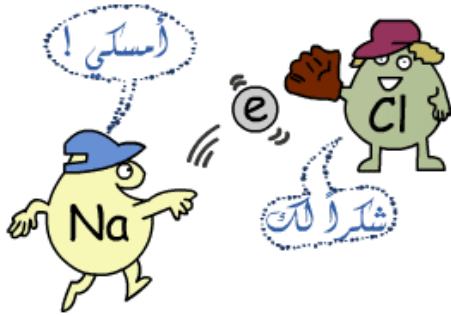
😊 **أكثر العناصر سالبية كهربائية هو الفلور F له ميل قوي لجذب الإلكترونات .**

☹ **أقل العناصر سالبية كهربائية هو السيزيوم Cs له أقل ميل لجذب الإلكترونات .**

﴿ ملخص التدرج في الميول الدورية ﴾



الروابط الأيونية و المركبات الأيونية



📖 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 1 : يمكن معرفة عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر من خلال معرفة رقم المجموعة التي يوجد فيها .

📖 **مثال :** عدد إلكترونات التكافؤ للبيوتاسيوم 1 لأنه يوجد في المجموعة 1A

عدد إلكترونات التكافؤ للكالسيوم 2 لأنه يوجد في المجموعة 2A

عدد إلكترونات التكافؤ للأكسجين 6 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

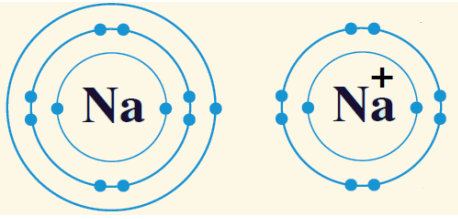
أمثلة : على الترتيبات الإلكترونية النقطية

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·

1	K·	·Cr·	·Mn·	·Fe·	·Co·	·Ni·	·Cu·	·Zn·
2	·K·	·Ca·	·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·

الترتيبات الإلكترونية للكاثيونات



س 3 : 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**

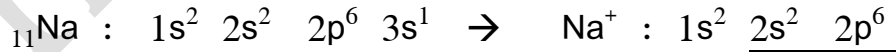
👉 تحتوي معظم الفلزات على إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات تكافؤ وبالتالي يكون من السهل نزعها

📖 علل : تميل ذرات الفلزات لفقد الإلكترونات و تكوين كاتيونات

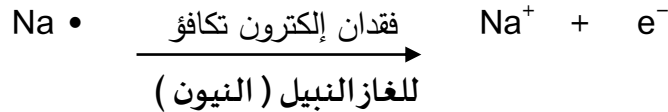
لأن مستوى الطاقة الخارجي فيها يحتوي على إلكترون أو إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات وبالتالي يكون من السهل عليها فقد هذه الإلكترونات للوصول إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

مثال 1 : مستعينا بالترتيبات الإلكترونية النقطية اكتب الترتيب الإلكتروني لكاتيون الصوديوم .

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



✳ 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

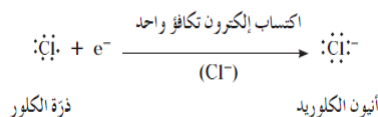
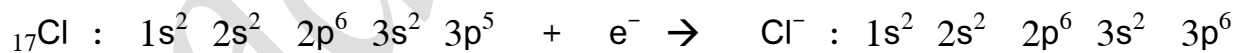
ملاحظة : يتكون الأنيون عندما تكتسب الذرة المتعادلة إلكترونات (e^-)

📌 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 الالكتروني لأقرب غاز نبيل

📌 مستعيناً بالترتيبات الالكترونية النقطية اكتب الترتيب الالكتروني لانيون الكلور .

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

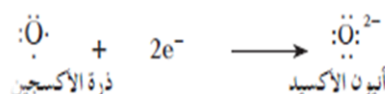
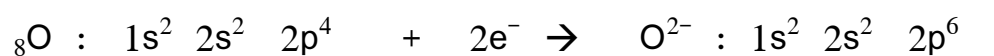


📌 ما المقصود بـ " أيونات الهاليدات "

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

📌 مستعيناً بالترتيبات الالكترونية النقطية اكتب الترتيب الالكتروني لانيون الأكسيد .

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

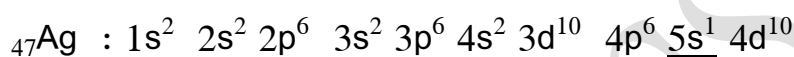


الترتيبات الإلكترونية الشاذ لبعض العناصر عن قاعدة الثمانية

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 ومن الأمثلة على هذه الأيونات (Ag^+ ، Cu^+ ، Cd^{2+} ، Hg^{2+})

✍️ أكتب الترتيبات الإلكترونية للفضة ^{47}Ag ، والترتيب الإلكتروني لكاتيون الفضة Ag^+



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

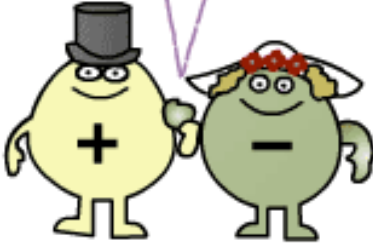
يجب أن تفقد 11 إلكترونًا . و لبلوغ الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الذي يلها في الجدول الدوري (الزينون ^{54}Xe)

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 $5s^1$ ، و بالتالي يصبح مستوى الطاقة الخارجي ($n = 4$) ممتلئاً بـ (18) إلكترون و هو ترتيب مفضل نسبياً للفضة حيث ينتج كاتيون الفضة (Ag^+)

نحن متقدمان إلى الأبد .



الرابطة الأيونية

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

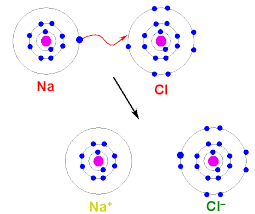
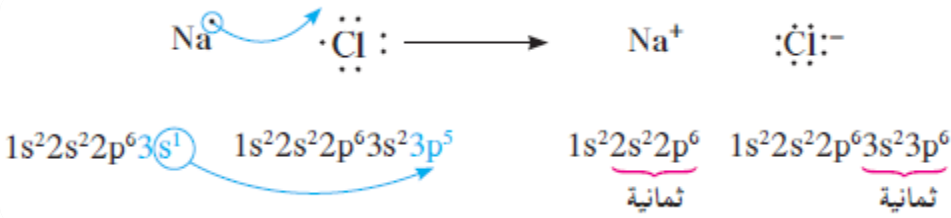
👉 يمتلك الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد وبالتالي يمكن أن يفقده بسهولة ، إما الكلور فيمتلك سبعة إلكترونات تكافؤ و بالتالي

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

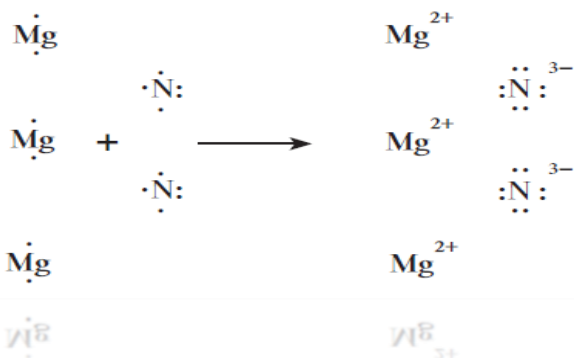
الكلور ☉ حيث ينتج كاتيون صوديوم واحد Na^+ و أنيون كلوريد واحد Cl^- تتجاذب الشحنات المختلفة ليتكون

كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) .



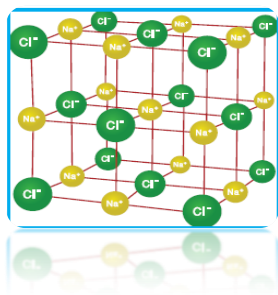
😊 صيغة المركب الناتج (كلوريد الصوديوم) هي NaCl

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



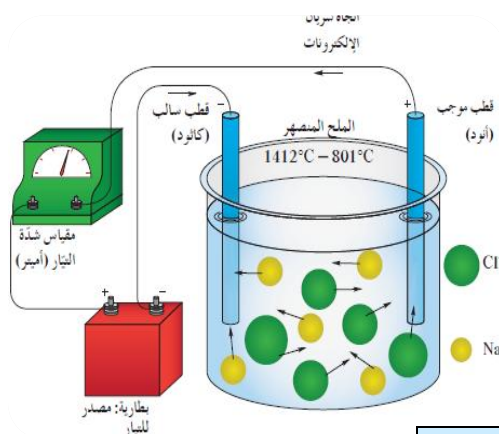
😊 صيغة المركب الناتج (نيتريد المغنيسيوم) هي Mg_3N_2

خواص المركبات الأيونية



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 والانيونات) بطريقة تزيد من التجاذب



بينها الى الحد الأقصى وتقلص من التنافر 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

الرابطة التساهمية

ذرتان تتقاسمان

ثلاثة أزواج من الإلكترونات

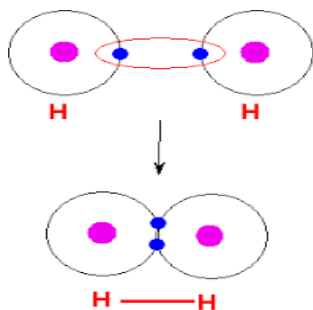
زوجين من الإلكترونات

زوجاً من الإلكترونات

الثلاثية

الثنائية

الاحادية



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 إلى الترتيب

الالكتروني للغاز النبيل (الهيليوم)

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

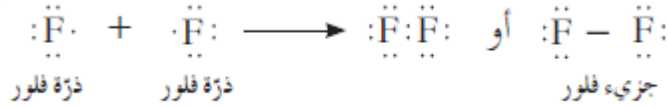
س 15 : ما المقصود بـ " الصيغ البنائية "

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 " الجزيء "

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



مثال : جزيء الفلور F_2

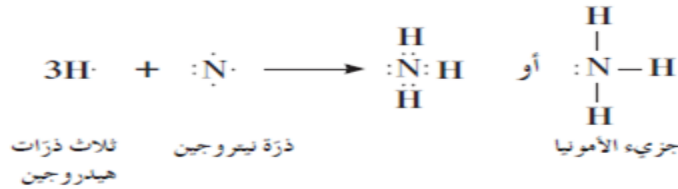
تمتلك كل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وبالتالي تحتاج لإلكترون واحد لتكمل غلاف تكافؤها ، لذلك تتقاسم ذرتا الفلور

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



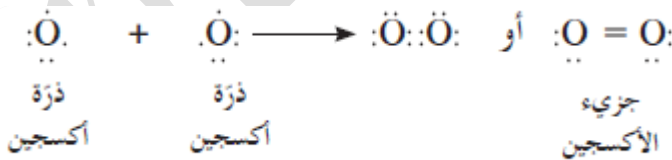
ملاحظة : يحتوي جزيء الامونيا على ثلاث روابط أحادية وزوج الإلكترونات تكافؤ غير مشاركة (غير مرتبطة)

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 الأكسجين O_2

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



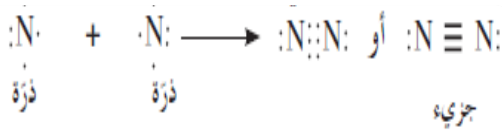
لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

الرابطة التساهمية الثلاثية

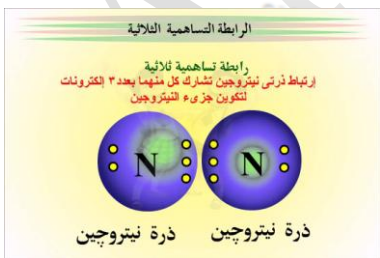
هي رابطة يتقاسم فيها زوج من الذرات ثلاثة أزواج من الإلكترونات

مثال : جزيء النيتروجين N_2

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



لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات



الرابطة التساهمية التناسقية

كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+

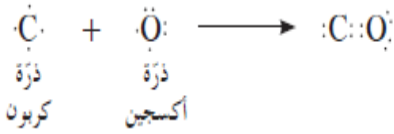
كاتيون الأمونيوم NH_4^+

أول أكسيد الكربون CO

هي رابطة تساهم فيها ذرة واحدة بكل من الكثرونات الرابطة

أو (تتقاسم زوج الالكترونات ذرة واحدة بين ذرتين) .

مثال 1 : غاز أول أكسيد الكربون CO



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

في حين أن ذرة الكربون لم تصل إلى الترتيب الثماني ، ولحل هذه المشكلة ستمنح ذرة الأكسجين زوجاً من الكثرونات غير

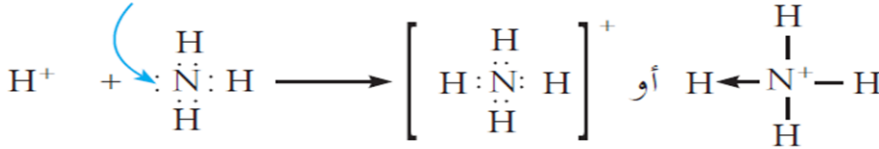
المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الكربون والأكسجين وتسمى هذه الرابطة (بالرابطة التناسقية)

ملاحظة : تمثل الرابطة التناسقية بسهم يتجه من الذرة المانحة للزوج الإلكتروني إلى الذرة المستقبلة : $C \equiv O :$ أو $:\ddot{C}::\ddot{O}:$

مثال 2 : كاتيون الأمونيوم NH_4^+

ملاحظة : يتكون كاتيون الأمونيوم عندما يجذب كاتيون هيدروجين H^+ إلى الزوج الإلكتروني غير المرتبط لجزيء الأمونيا NH_3

زوج من الإلكترونات غير
تساهمي (غير مشارك)



كاتيون هيدروجين
(بروتون)

جزيء أمونيا
(NH_3)
من الإلكترونات

كاتيون الأمونيوم
(NH_4^+)
أيون الهيدرونيوم

مثال 3 : كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+

كيمياء العناصر

القطاع S

2S ²
3S ²
4S ²
5S ²
6S ²
7S ²

1S ¹
2S ¹
3S ¹
4S ¹
5S ¹
6S ¹
7S ¹

الفلزات القلوية الأرضية 2A

الفلزات القلوية 1A

الفلزات القلوية

هي عناصر المجموعة 1A والتي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns¹

وتشمل (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



الخواص الفيزيائية

تتميز بريق لمعاني

جيدة التوصيل للحرارة

جيدة التوصيل للكهرباء

درجات انصهارها منخفضة

كثافتها منخفضة

سالبيتها الكهربائية منخفضة

لها قوam الصلصال المتماسك

وهي لينّة يمكن قطعها باستخدام السكين

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

Na

يُحضَّرُ الصوديوم عن التحليل الكهربائي لمصهور 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**

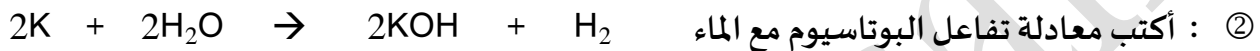
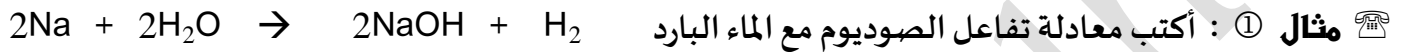
النووي حيث يمتص الحرارة بسرعة



الخواص الكيميائية

(أ) التفاعل مع الماء

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



علل : يجب ارتداء قفازات واقية عند التعامل مع الفلزات القلوية

لأنها تتفاعل بقوة مع الرطوبة الموجودة في جلد الإنسان .

(ب) التفاعل مع الأكسجين

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



(ج) التفاعل مع الهالوجينات

ملاحظة : تتفاعل القلويات مباشرة مع الهالوجينات (عناصر المجموعة 7A) وتكون الأملاح



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

لكي لا تتفاعل مع مكونات الهواء الجوي



الفلزات القلوية الأرضية

هي عناصر المجموعة 2A والتي تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى ns^2

4

Be
البيريليوم

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

12

Mg
المغنيسيوم

تستخدم الحيوانات الصدفية (المحار) والشعب المرجانية كاتيونات الكالسيوم Ca^{2+} في بناء هياكلها



☺ تعتبر أكثر صلابة من الفلزات القلوية وأقل نشاطاً منها وأقل 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

الخواص الفيزيائية

① صلابة

② لها بريق لمعاني

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

➔ تكون طبقة أكسيد رقيقة وقوية تعمل على حماية الطبقة الخارجية لهذه الفلزات .

☞ يستخدم المغنيسيوم كمون رئيسي في عدد من السبائك ذات الكثافة المنخفضة ومقاومة الشد العالية .

☞ ويستخدم المغنيسيوم في حماية الحديد من الصدأ



Ca

😊 ينتج الكالسيوم عن التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الكالسيوم

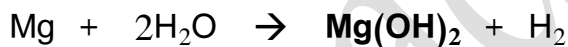
يُعرفُ أكسيد الكالسيوم CaO بالجيرالحي .
يمكن الحصول على أكسيد الكالسيوم بتسخين الحجر الجيري (كربونات الكالسيوم) CaCO₃ عند درجة حرارة مرتفعة
$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{900\text{ C}} \text{CaO} + \text{CO}_2$
يسمى تفاعل الجير الحي مع الماء بـ الإطفاء و يسمى المركب الناتج بـ الجير المطفأ أو (هيدروكسيد الكالسيوم)
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
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 CaCO₃ وفقاً للمعادلة التالية :
$\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Mg

الخواص الكيميائية

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

👉 اكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل المغنيسيوم مع الماء الساخن



👉 اكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل الكالسيوم مع الماء



👉 **يحترق المغنيسيوم** بلهب ابيض ساطع ، تبعاً للمعادلة التالية :



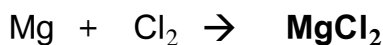
👉 اكتب معادلة احتراق الكالسيوم في جو من الهواء



👉 اكتب معادل تفاعل الباريوم مع الأكسجين

👉 تتفاعل الفلزات مع الهالوجينات وتعطي **الهاليدات** المقابلة .

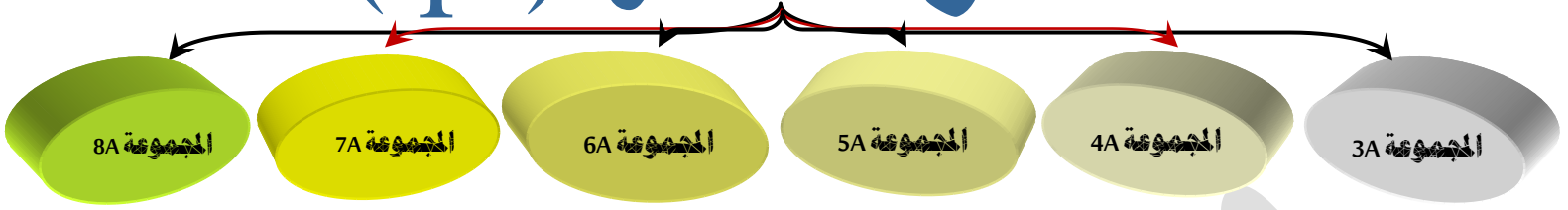
👉 أكمل المعادلة التالية :



👉 اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن تفاعل الكالسيوم مع الفلور :



عناصر القطاع (p)



ما المقصود بـ " المجموعة 3A "

هي مجموعة تحتوي على عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى (np^1)

و تشمل (البورون B ، الألمنيوم Al ، الجاليوم Ga ، الانديوم In ، التاليم Ti)

شبه فلز 5

B

البورون

فلز 13

Al

الألمنيوم

فلز 31

Ga

الجاليوم

فلز 49

In

الانديوم

فلز 81

Tl

التاليم



B

البورون

😊 يوجد البورون في خام البوراكس B_2O_3

✿ يُحضّر البورون بتفاعل أكسيده مع فلز المغنسيوم :



استخداماته

صناعة الزجاج
صناعة الطلاء
صناعة الأسمدة
تزيين السيراميك
تحويل الماء العسر الى ماء يسر

الخواص الفيزيائية

① من أشباه الفلزات (شبه موصل)
② لونه أسود
③ له بريق لمعاني
④ صلب هش سهل الكسر

Al

الألمنيوم



✍️ **الألمنيوم أكثر** الفلزات وفرة في القشرة الأرضية وخاصة في صورة خام **البوكسايت** Al_2O_3

و صورة خام شديد الصلابة وهو **الكورندم** (أكسيد الألمنيوم البلوري) (الياقوت الأزرق والأحمر)

✍️ يُنتج الألمنيوم من التحليل الكهربائي لمصهور الكريوليت (Na_3AlO_6) و أكسيد الألمنيوم Al_2O_3

الخواص الفيزيائية

① مقاوم للتآكل

② موصل جيد للكهرباء والحرارة

③ يتمتع بقوة ومرونة

④ قابل للطرق والسحب



✍️ عدد أهم استخدامات الألمنيوم : ① في صناعة الطائرات ② في إنتاج أواني الطهي .

✍️ لماذا يقاوم الألمنيوم التآكل بقوة ؟

✍️ **لأنه عندما يتعرض للهواء تتكون طبقة رقيقة صلبة من الأكسيد تحميه من المزيد من التآكل بواسطة الأكسجين والماء**

الخواص الكيميائية

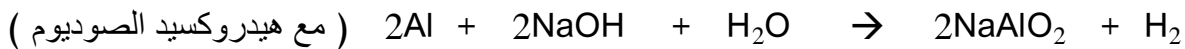


✍️ اكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل الألمنيوم مع الأكسجين

علل : يوصف الألمنيوم بأنه متردد **لأنه يتفاعل مع الأحماض والقواعد .**



✍️ أكمل المعادلات التالية



(مع هيدروكسيد الصوديوم)

ألومينات الصوديوم

ما المقصود بالجمموعة 5A :

7 لافلز
N
النيتروجين

هي مجموعة تحتوي على عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى np^3

وتشمل النيتروجين N ، الفوسفور P ، الزرنيخ As ، الانتيمون Sb ، البزموت Bi)

15 لافلز
P
الفوسفور

33 شبه فلز
As
الزرنيخ

51 شبه فلز
Sb
الانتيمون

83 فلز
Bi
البزموت

الخواص الفيزيائية

① غاز عديم اللون والرائحة والطعم

② شحيح الذوبان في الماء

③ يغلي عند الدرجة C - 196
ويتجمد عند C - 210

N

النيتروجين

تبلغ نسبة النيتروجين في الهواء الجوي 80%

تقوم البكتيريا **بتثبيت النيتروجين**

في التربة الزراعية و الذي تستخدمه النباتات لـ **تركيب البروتينات** و **مركبات بيولوجية مهمة**

يُحضّر من التقطير التجزيئي للهواء المُسال أو من تمرير الهواء فوق فحم الكوك المُسخن حتى الاحمرار

استخدامات النيتروجين

② تصنيع حمض النيتريك HNO_3 (بطريقة أوستوالد)

① تصنيع الأمونيا NH_3 (بطريقة هابر- بوش)

عدد أهم استخدامات حمض النيتريك HNO_3

عدد أهم استخدامات غاز الأمونيا NH_3

① يستخدم في إنتاج الأسمدة والاصباغ

② يستخدم في صناعة المتفجرات



① يستخدم في التبريد

② يستخدم في صناعة الأسمدة

③ في صناعة المنظفات

اكتب المعادلة الكيميائية لتحضير غاز الأمونيا بطريقة هابر- بوش تحت ضغط مرتفع وبوجود الحديد كعامل حفاز ؟



الخواص الكيميائية

اكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين : $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$

يتحد النيتروجين مع الأكسجين ليتكون أكسيد النيتريك عند درجات مرتفعة (3000) وفق التفاعل التالي $N_2 + O_2 \rightarrow NO$



P

الفوسفور

يقوم الفوسفور بعدد من الوظائف المهمة والحساسة :

① وحدات الفوسفات تدخل في بنية DNA الوراثي ، الذي يقوم بنقل المعلومات الوراثية من جيل إلى آخر

② يوجد الفوسفور في العظام والأسنان

③ يدخل في تركيب الدهون الفوسفورية ATP ، التي تدخل في تركيب أغشية الخلايا

أنواع الفوسفور :

1 - الفوسفور الأبيض وهو " نشيط جداً " (**لذلك يُحفظ تحت سطح الماء**)

2 - الفوسفور الأحمر " أكثر ثباتاً " يستخدم في صناعة أعواد الثقاب

علل : يُستخدم الفوسفور الأحمر في صناعة أعواد الثقاب **لأنه أكثر ثباتاً من الفوسفور الأبيض**



8 لافلز
O
الأكسجين

16 لافلز
S
الكبريت

34 شبه فلز
Se
السيلينيوم

52 شبه فلز
Te
التيلوريوم

84
Po
البولونيوم

هي مجموعة تحتوي على عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى np^4

و تشمل (الأكسجين O ، الكبريت S ، السيلينيوم Se ، التيلوريوم Te ، البولونيوم Po)



الأكسجين

يُمثل الأكسجين 50% من كتلة القشرة الأرضية ، و 60% من كتلة جسم الإنسان و 20% من حجم الهواء

يُحضّر الأكسجين بالتقطير التجزيئي للهواء المُسال

عدد أهم استخدامات غاز الأكسجين

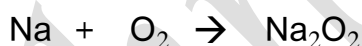
① يستخدم في أكسدة الشوائب في الحديد عند صناعة الصلب
② يستخدم في إنقاذ الضحايا الذين يعانون من الاختناق بدخان الحرائق أو الغرق
③ يستخدم في علاج الحالات الحرجة مثل الالتهاب الرئوي والتسمم بالغاز

الخواص الكيميائية

الأكسدة هي عملية اتحاد المواد كيميائياً مع الأكسجين بـ الأكسدة وينتج عن تفاعل الأكسدة الأكسيد

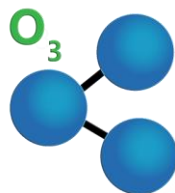
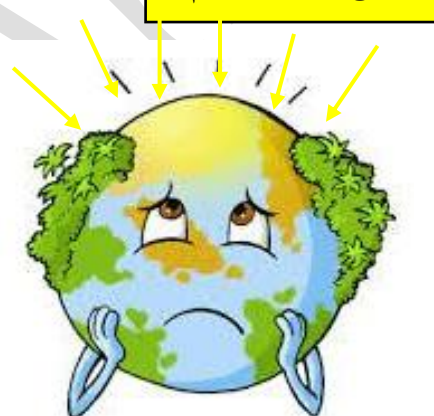


أكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل الصوديوم مع كمية قليلة من الأكسجين



أكتب المعادلة الكيميائية لتفاعل الصوديوم مع كمية وافرة من الأكسجين

فوق أكسيد الصوديوم



الأوزون

يتكوّن غاز الأوزون O_3 عند حدوث العواصف الرعدية ،

ويتكوّن في طبقات الجو العليا للأرض بتأثير الأشعة فوق البنفسجية

على الأكسجين ويتكون بالقرب من مولدات الكهرباء ذات الجهد العالي .

يحيي الأوزون الكائنات الحية من تأثير الأشعة فوق البنفسجية الناتجة من الشمس .

الكبريت

S

هو مادة صلبة لونها أصفر باهت ، ولا تذوب في الماء

☞ ما هو الكبريت S : ⚬

☞ يوجد الكبريت على شكل **ترسبات ضخمة** تحت سطح الأرض ، ويستخرج باستخدام طريقة **المهندس فراش**

☞ ويمكن الحصول على الكبريت بحرق غاز كبريتيد الهيدروجين في الهواء ليتكون غاز ثاني أكسيد الكبريت الذي نعالجه بكمية



☞ **استخدامات الكبريت S :**

① في صناعة مواد (الطلاء - البلاستيك - الأدوية - الأصباغ)

② عامل أساسي في عمليات تكرير البترول .

③ أهم استخدامات الكبريت هو في صناعة حمض الكبريتيك

● أهم استخدامات الكبريت هو صناعة حمض الكبريتيك بطريقة التلامس :

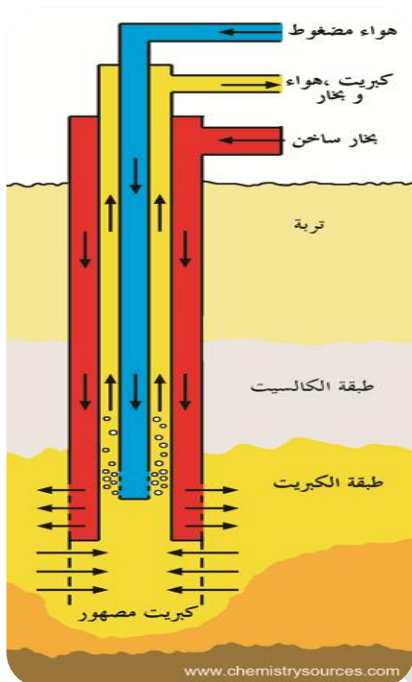


① يحرق الكبريت في الهواء ليتكون غاز ثاني أكسيد الكبريت

② يُمرر غاز SO_2 مع كمية إضافية من الأكسجين فوق عامل حفاز من خماسي أكسيد الفاناديوم الذي يؤكسد SO_2 الى SO_3 .



③ يذوب غاز SO_3 في الماء مكوناً حمض الكبريتيك



📌 ما المقصود بـ **المجموعة 7A (الهالوجينات)**

هي مجموعة تحتوي عناصر تقم إلكتروناتها الخارجية في تحت المستوى np^5

😊 جميع عناصر هذه المجموعة من اللافلزات

😊 لا تُوجد في الطبيعة في الحالة الحرة **لنشاطها المرتفع**

😊 تتواجد مركباتها بصورة أملاح في مياه البحار و المحيطات

😊 يُحضّر الكلور من التحليل الكهربائي لمحلول كلوريد الصوديوم المركز

😊 يُحضّر اليود من الرماد الناتج عن حرق الأعشاب البحرية و حالياً يُحضّر من يودات الصوديوم $NaIO_3$

الخواص الفيزيائية

📌 عدد أهم الخواص الفيزيائية لكل عنصر من عناصر المجموعة 7A

الخواص الكيميائية

😊 الهالوجينات نشيطة جداً و توجد على صورة جزيئات ثنائية الذرة (F_2 , Cl_2)

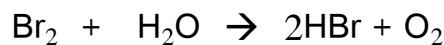
➡ **لقدرتها على اكتساب إلكترون واحد و الوصول إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز نبيل**

⬠ ظاهرة إزالة اللون :

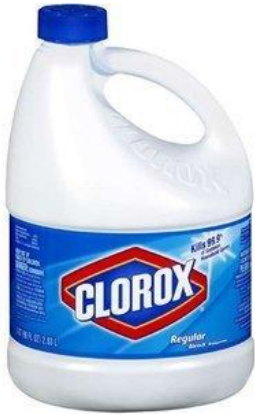
☞ يذوب الكلور في الماء ليعطي (ماء الكلور) والذي يتحلل بأشعة الشمس لينتج حمض الهيدروكلوريك و الأكسجين الذري النشط [O]

وفق المعادلة التالية : $Cl_2 + H_2O \rightarrow 2HCl + [O]$ حيث يعمل الأكسجين الذري على إزالة الألوان .

☞ يذوب البروم في الماء ويتكون ماء البروم والذي يتحلل لينتج الحمض و جزئ الأكسجين O_2 حيث تكون قدرته على إزالة



الألوان أقل وفقاً للمعادلة التالية :



عدد أهم استخدامات غاز الكلور Cl_2 :

① يستخدم Cl_2 في تنقية مياه المدن وأحواض السباحة
② يستخدم في قتل البكتيريا المسببة للأمراض
③ يستخدم Cl_2 في صناعة البولي فينيل PVC وعبارة عن بلاستيك يستخدم كعازل
④ يستخدم الكلور في تبييض الملابس



تُستخدم **أنيونات اليوديد** I^- لمنع تضخم الغدة الدرقية (حيث يُضاف اليود لملح الطعام في العادة)

عدد أهم استخدامات غاز الفلور F_2 :

① يستخدم في صناعة مادة التفلون التي تمنع التصاق الطعام بأواني الطهي
② يستخدم الفلور في عملية تخصيب اليورانيوم
③ يستخدم حمض الهيدروفلوريك HF في الحفر على الزجاج



علل : يُحفظ حمض الهيدروفلوريك HF في علب بلاستيكية ولا يحفظ في أواني الزجاج

لأنه يُستخدم في الحفر على الزجاج (يتفاعل مع الزجاج)

علل : يُستخدم كلوريد الفضة AgCl و بروميد الفضة AgBr في صناعة أفلام الكاميرات

لأنها حساسة تجاه الضوء