

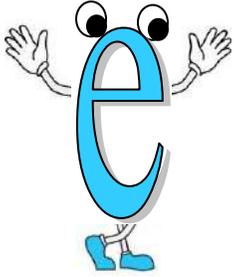
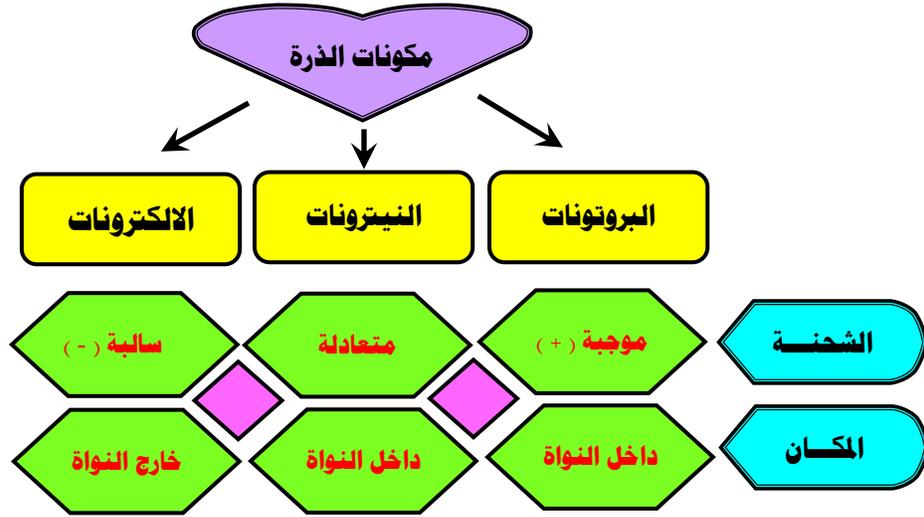
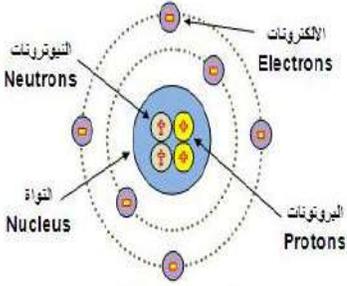
2025

# الالكترونات في الذرات و الدورية الكيميائية

2024

﴿ تطور النماذج الذرية ﴾

✳ ما هي الذرة ؟ هي أصغر جزء من العنصر



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

✳ ما هو الفرق بين الفلك الذري و السحابة الالكترونية ؟

السحابة الالكترونية Electron Cloud



السحابة الإلكترونية

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

الفلك الذري Atomic Orbital

المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها أكبر احتمال لوجود الإلكترون



علل: تسميت السحابة الالكترونية بهذا الاسم ( علل : يصعب تحديد مكان الإلكترون )

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

صفوة معلم الكويت

# النماذج الذرية Atomic Models

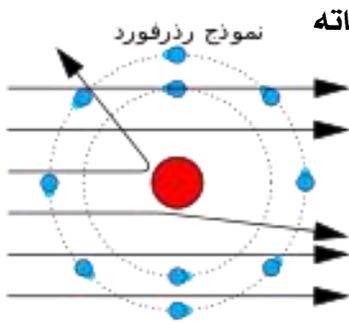
النموذج الميكانيكي الموجي

نموذج بور

نموذج رذرفورد

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

تجربة رذرفورد:



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

و وضع مجموعة من الفرضيات وهي:

- 1 معظم الذرة فراغ ، ( علل : **حجم النواة صغير جداً بالنسبة لحجم الذرة** )
- 2 يوجد في الذرة نوعان من الشحنات ( البروتونات موجبة الشحنة (+) وتوجد داخل النواة )  
( الالكترونات سالبة الشحنة (-) وتدور حول النواة )
- 3 الذرة متعادلة كهربائياً ( علل : **لأن عدد الشحنات الموجبة تساوي عدد الشحنات السالبة** )
- 4 شبه الذرة بالمجموعة الشمسية ( حيث تدور الالكترونات السالبة حول النواة )
- 5 تتركز كتلة الذرة في النواة ( علل : **لأن كتلة الالكترونات صغيرة جداً مقارنة بكتلة مكونات النواة** ) ( البروتونات و النيوترونات )
- 6 تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة
- 7 عندما يدور الالكترون حول النواة لا يلتصق به ( علل **لأنه عندما يدور الالكترون حول النواة يخضع لقوتين :**

( الأولى : قوة جذب النواة للإلكترونات )

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

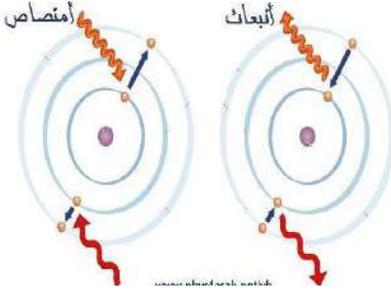
# ثانياً : نموذج بور

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

① الإلكترون يدور حول النواة في مدار ثابت .

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

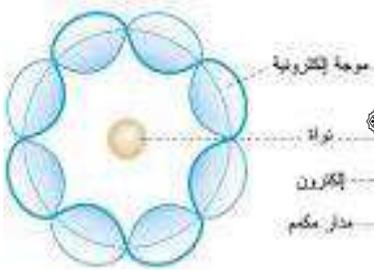
يشار إليه بالحرف (n) يبدأ من ( ١ الى ∞ )



③ لا 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



## ثالثاً : النموذج الميكانيكي الموجي للذرة ( نموذج شرودينجر )



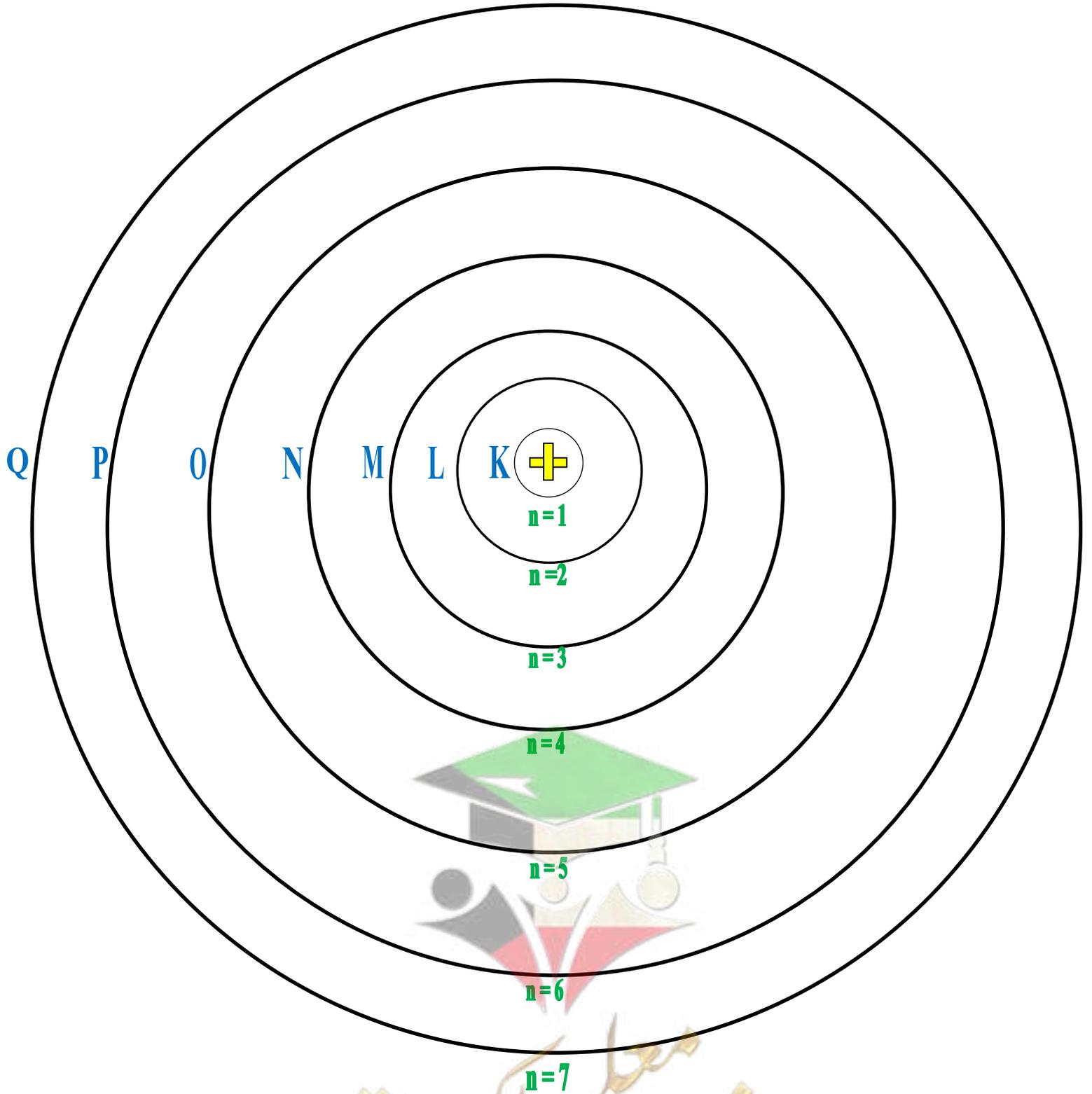
✿ يوضح حركة الإلكترونات حول النواة معتمداً على طبيعته الموجية وقد نتج عن حل معادلة شرودينجر ثلاثة أعداد لكم

☺ ما هوكم (أو كوانتم) الطاقة :

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



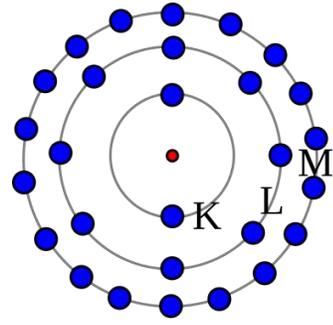
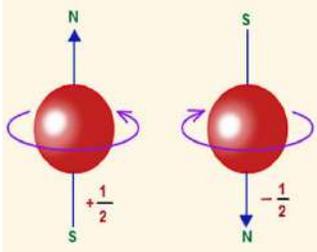
# مستويات الطاقة الرئيسية مع الرمز الدال على كل مستوى في الذرة:



صفوة المعلم الكويت

# أعداد الكم الأربعة Quantum Numbers

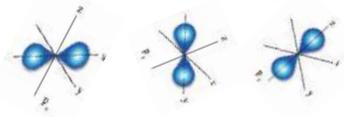
عدد الكم الرئيسي (n)    عدد الكم الثانوي (l)    عدد الكم المغناطيسي (m<sub>l</sub>)    عدد الكم المغزلي (m<sub>s</sub>)

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
و يأخذ 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 <sup>2</sup> )
يدور الكتلون باتجاه عقارب الساعة ويدور الكتلون 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 .	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 n = 1    1s <sup>2</sup> n = 2    2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> n = 3    3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup> n = 4    4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup> n = 5    5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>10</sup> 5f <sup>14</sup> n = 6    6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> 6d <sup>10</sup> 6f <sup>14</sup> n = 7    7s <sup>2</sup> 7p <sup>6</sup> 7d <sup>10</sup> 7f <sup>14</sup>	 يرمز لكل مستوى طاقة بحرف يبدأ من : n = 1    K    2e <sup>-</sup> n = 2    L    8e <sup>-</sup> n = 3    M    18e <sup>-</sup> n = 4    N    32e <sup>-</sup> n = 5    O n = 6    P n = 7    Q
	2e <sup>-</sup> s    يتسع 6e <sup>-</sup> p    يتسع 10e <sup>-</sup> d    يتسع 14e <sup>-</sup> f    يتسع		

## أشكال الأفلاك الذرية :

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

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



P<sub>x</sub>   P<sub>y</sub>   P<sub>z</sub>

# ترتيب الالكترونات في الذرة Electrons Configuration in Atoms

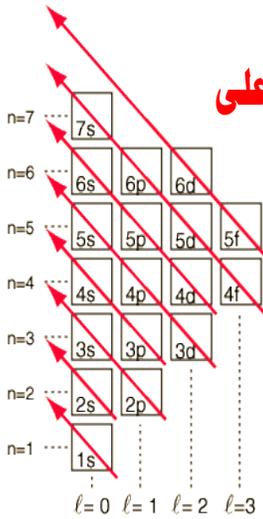
ما المقصود بـ الترتيبات الالكترونية: هي الطرق التي تترتب بها الالكترونات حول أنوية الذرة

لترتيب الالكترونات هناك ثلاث قواعد يجب إتباعها و هي :



① **أولاً مبدأ أوفباو ( مبدأ البناء التصاعدي ) :**

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

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

علل: تحت المستوى 4s قبل 3d

② **ثانياً قاعدة هوند ١٩٢٧ :-**

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 النيتروجين  $7N$



صفوة معلم الكويت



③ **ثالثاً**: مبدأ باولي للاستبعاد

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

مثال: إلكترونات الفلك ( $2S^2$ )  $\uparrow\downarrow$  لهما نفس قيم أعداد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي و يختلفان في عدد الكم المغزلي

$$2S^2$$

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

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

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

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

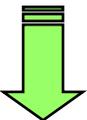
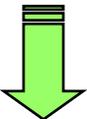
أعداد الكم	$\uparrow$	$\uparrow$
n	4	4
$l$	1	1
$m_l$	$+1$	$+1$
$m_s$	$+\frac{1}{2}$	$-\frac{1}{2}$

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

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

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

الترتيبات الالكترونية غير الصحيحة التالية :-

	$_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$		$_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
			
	$_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$		$_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

الترتيبات الالكترونية الصحيحة التالية

😊 نستنتج من ذلك :-

تحت مستوى الطاقة (d) يكون نصف ممتلئ في عنصر الكروم وممتلئ كلياً في عنصر النحاس وتكون تحت

المستويات في هذه الحالة أكثر ثباتاً .

**علل :** الترتيب الكتروني لذرة الفعلي لذرة النحاس  $_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$  يختلف عن الترتيب النظري  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

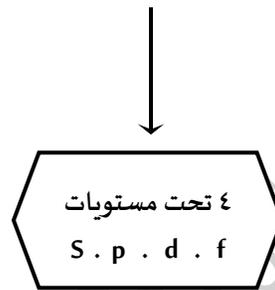
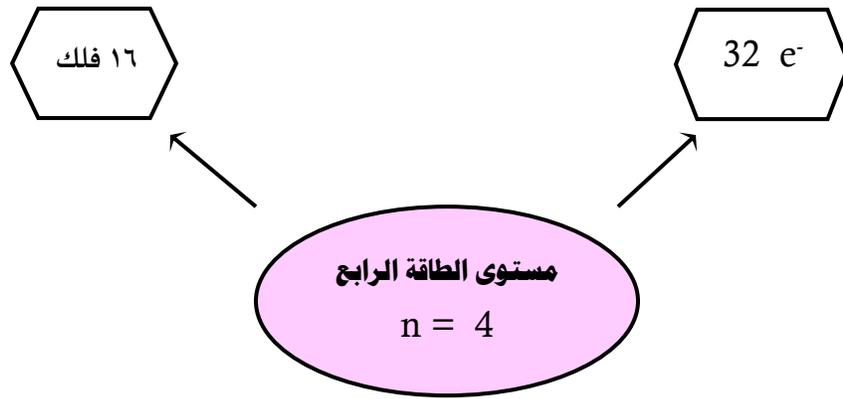
لأن تحت مستوى الطاقة d يكون أكثر استقراراً عندما يكون ممتلئ بالكامل

**علل :** الترتيب الكتروني لذرة الفعلي لذرة الكروم  $_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$  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

صفوة معلمى الكويت

✽ أمثلة تدريبية : مستوى الطاقة الرابع يحتوي :



أكمل التالي : تحت مستوى الطاقة d يحتوي على :



صفوة الكوئيت

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب مستويات الطاقة الرئيسية :

2 . 8 . 1 11Na

2 . 8 . 8 . 1 19K

..... 20Ca

..... 21Sc

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية بحسب تحت المستويات :

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>1</sup> 11Na

1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 20Ca

..... 21Sc

..... 24Cr

..... 29Cu

أرسم الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية في الأفلاك الذرية :

↑↓

↑↓

↑ ↑

..... 6C

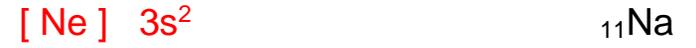
..... 9F

..... 11Na

..... 15P

صفوة معلمة الكويت

أكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية لأقرب غاز نبيل: 



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

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

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

علل ما يلي تعليلاً علمياً صحيحاً 

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

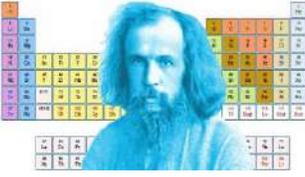
٢ - يختلف الترتيب الإلكتروني لذرة النحاس  ${}_{29}Cu$  عن الترتيب الإلكتروني المُستنتج حسب مبدأ أوفباو

صفوة علمي الكويت

# تطور الجدول الدوري Periodic Table

## أولاً : جدول مندليف Mendeleiev'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 موضوعه جنباً إلى جنب في صفوف أفقية " و هو أول جدول دوري ترتب فيه العناصر للتشابه في خواصها .

ثانياً : **جدول موزلي (الجدول الدوري الحديث)** جدول رتب 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 العمود الرأسي من الجدول الدوري و تحتوي على عناصر لها خواص كيميائية وفيزيائية متشابهة

وتتميز كل مجموعة برقم وحرف إما ( A أو B )

الدورات : →

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

ما المقصود بـ القانون الدوري :

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

❁ ملحوظة : يوجد في الجدول الدوري 18 مجموعة ( منها 8 مجموعات رئيسية A و يحتوي على 10 مجموعات فرعية B )

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

❖ تحتوي الدورة الأولى في الجدول الدوري على عنصرين ( الهيدروجين و الهيليوم ) ، و تحتوي كل من الدورة الثانية و الثالثة على ٨ عناصر

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

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

أشباه الفلزات

اللافلزات

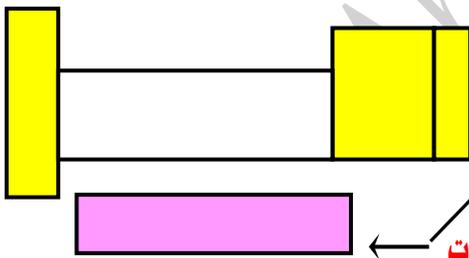
الفلزات

هي العناصر المجاورة للخط الفاصل بين الفلزات و اللافلزات و تستخدم كأشباه موصلات للكهرباء	تشمل عناصر الجزء <u>اليون</u> العلوي من الجدول الدوري	تشمل العناصر الواقعة على <u>يسار</u> و <u>أسفل</u> الجدول هاعدا الهيدروجين
تأخذ خواص وسطية بين الفلزات و اللافلزات	تتميز اللافلزات بـ : ليس لها بريق لمعاني و لا توصل الحرارة و لا توصل الكهرباء و غير قابلة للطرق و السحب	تتميز الفلزات بأنها : صلبة و توصل الكهرباء و توصل الحرارة ولها بريق لمعاني و قابلة للطرق و السحب
من أهمها <u>السيلكون Si</u> و <u>الجرمانيوم Ge</u> و يستخدمان في تصنيع الشرائح الرقيقة لأجهزة الكمبيوتر و الخلايا الشمسية .	مثل <u>الأكسجين</u> و <u>الكورون</u> هي غازات ، و <u>البروم</u> <u>سائل أحمر داكن</u> بينما <u>الكبريت</u> و <u>الكربون</u> و <u>الفوسفور</u> صلبة	٨٠٪ من الجدول الدوري هو من فلزات و تعتبر الفلزات مواد صلبة ماعدا عنصر <u>Hg (فلز سائل)</u>

☺ تسمى عناصر المجموعة (1A) **الفلزات القلوية** كما تسمى عناصر المجموعة (2A) **الفلزات القلوية الأرضية**

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

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



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

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

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

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

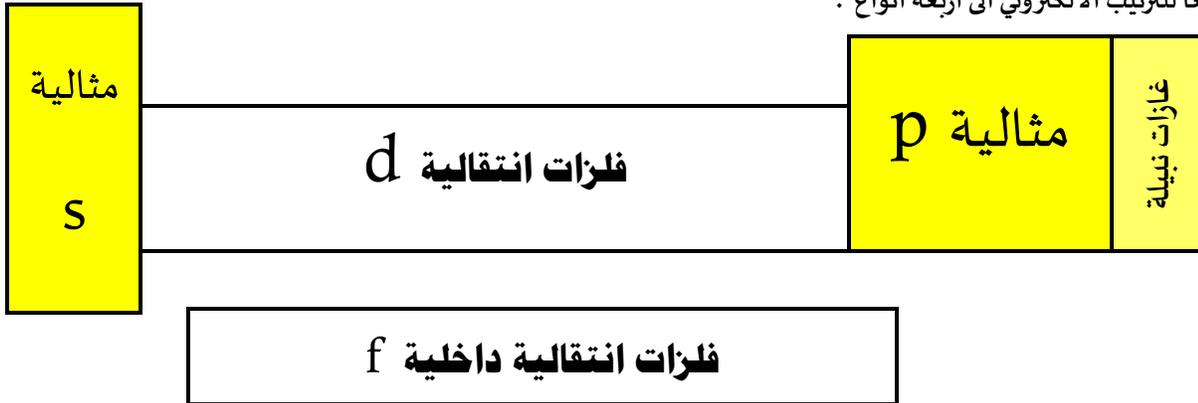
**ملحوظة** : يستخدم الكلور و البروم في تطهير أحواض السباحة و النحاس و الفضة فلزان موصلين ممتازين للكهرباء و الحرارة

كل زوج من العناصر السابقة (الكلور و البروم ، النحاس و الفضة) له خواص كيميائية متشابهة و موجودة في المجموعة

نفسها في الجدول الدوري الحديث

# تقسيم العناصر تبعاً للترتيب الإلكتروني Classifying Elements by Electron Configuration

تقسم العناصر تبعاً للترتيب الإلكتروني إلى 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

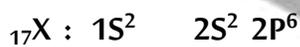
لماذا سميت عناصر المجموعة 8A بالغازات النبيلة ؟

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 وغلجان أقل من الفلزات الانتقالية

هم هام هام هام هام هام هام كيف نُحددُ موقع عنصر ( في الدورة والمجموعة ) في الجدول الدوري ؟

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



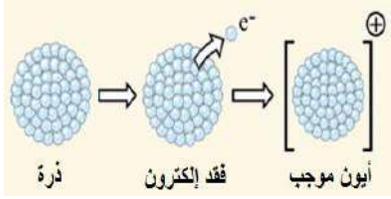
أولاً : نرتب الالكترونات على تحت المستويات

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 ٧ الكترونات ) : اذا العنصر  $17X$  يقع في المجموعة 7A



# ثانياً : التدرج في طاقة التأين Trends in Ionization Energy



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

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

## التدرج تجاه المجموعة

تقل طاقة التأين في المجموعة من أعلى الى أسفل بزيادة العدد الذري

لان نصف القطر الذري (الحجم الذري) يزداد و يزداد بعد النواة عن الالكترونات في المستوى الخارجي

## التدرج تجاه الدورات

علل تزداد طاقة التأين في الدورة من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري

**زيادة شحنة النواة و ثبات الحجب**

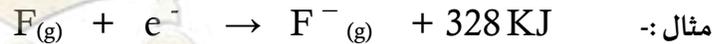
( فيصبح جذب النواة للإلكترون أصعب فتزداد طاقة جهد التأين لنقص نصف القطر )

## ملحوظة

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

# ثالثاً : التدرج في الميل الإلكتروني Trends in Electron Affinity

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



## التدرج تجاه المجموعة

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

لان نصف القطر الذري (الحجم الذري) يزداد ، وبالتالي تقل قدرة النواة على جذب الإلكترون الجديد

## التدرج تجاه الدورة

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

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



# خامساً: التدرج في السالبية الكهربية Trends in Electronegativity

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

## التدرج في المجموعة

تقل السالبية الكهربية في المجموعات من أعلى المجموعة الى أسفلها

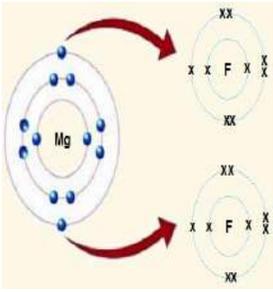
لزيادة نصف القطر الذري (الحجم الذري)

## التدرج في الدورة

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

لنقص نصف القطر الذري (الحجم الذري)

## وتقاس بمقياس باولنج



الفلزات في يسار الجدول لها سالبية كهربية منخفضة .

اللافلزات في يمين الجدول لها سالبية كهربية مرتفعة .

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

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

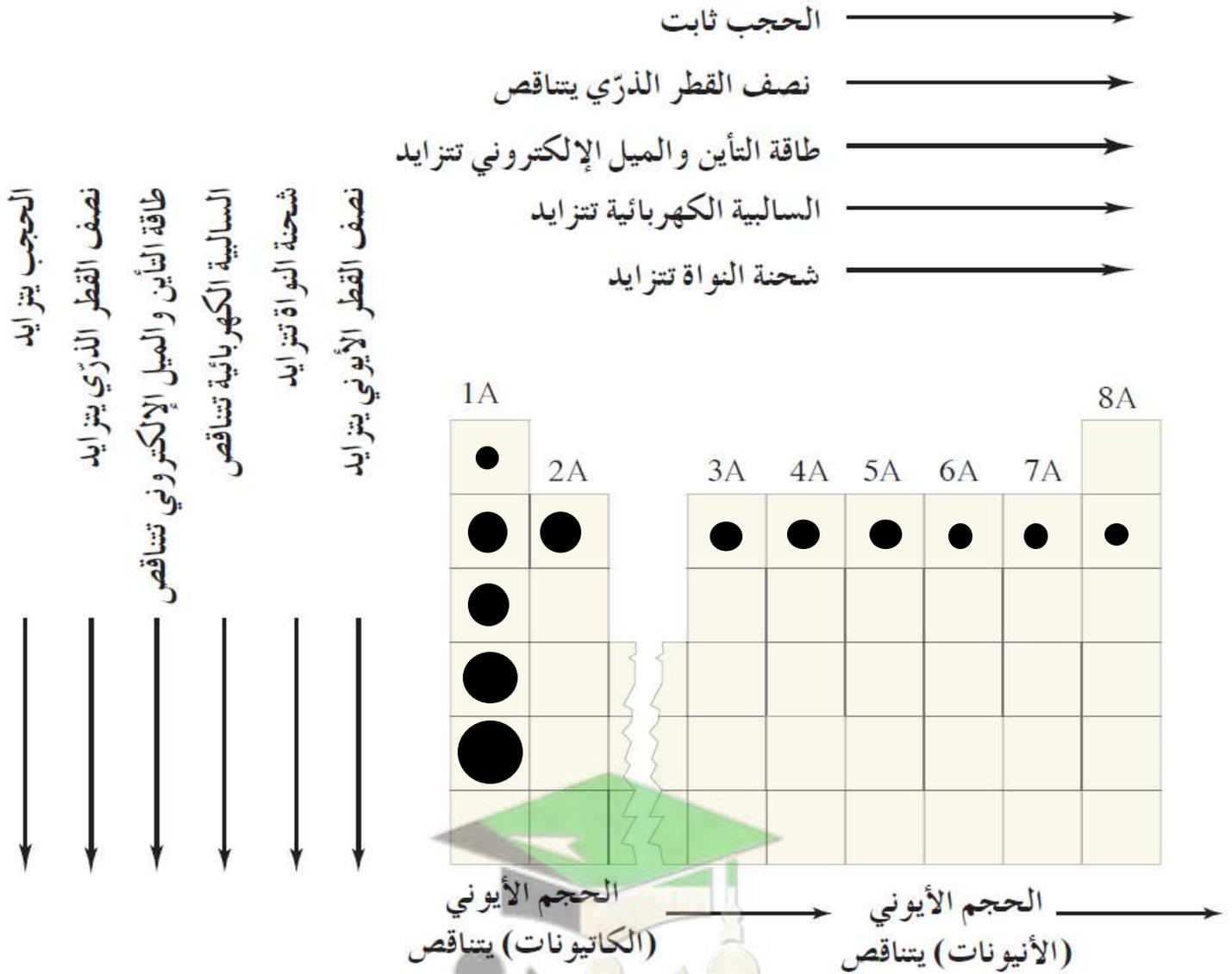
ملاحظة هـ \_\_\_\_\_ امة :

الغازات النبيلة (8A) يمتلاء فيها مستوى الطاقة الاخير بثمانية الكترونات وبالتالي ليس لها ميل الكتروني وليس لها

سالبية كهربية

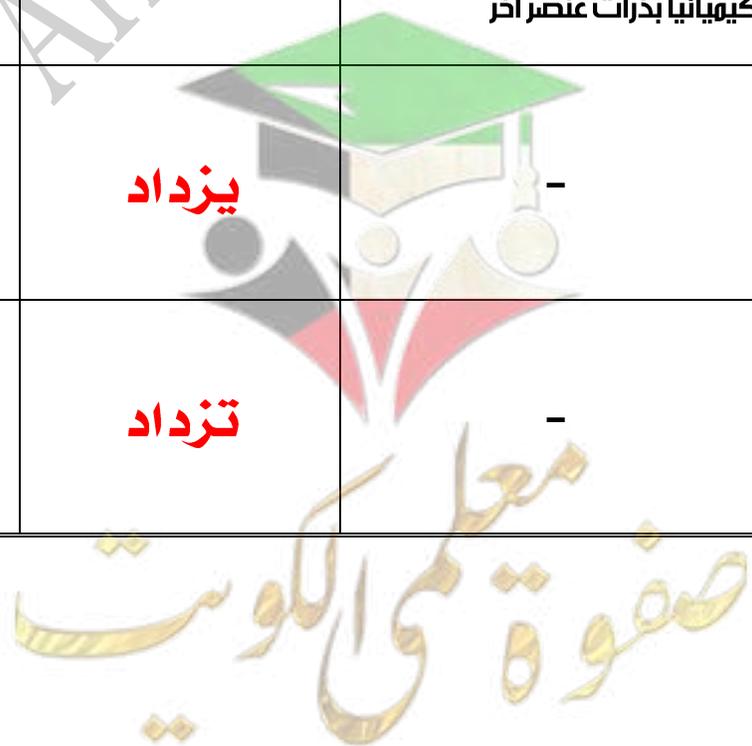
صفوة معلمى الكويت

## ﴿ 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	
<b>يقل</b>	<b>يزداد</b>	هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ( من نوع واحد ) في جزئ ثنائي الذرة	<b>نصف القطر الذري</b> ( الحجم الذري )
<b>تزداد</b>	<b>تقل</b>	هي الطاقة اللازمة للتغلب على جذب شحنة النواة ، و نزع إلكترون من الذرة في الحالة الغازية	<b>طاقة التأين</b>
<b>تزداد</b>	<b>تقل</b>	هي كمية الطاقة المنطلقة عند اضافة إلكترون أو أكثر الى الذرة و هي في الحالة الغازية	<b>الميل الالكتروني</b>
<b>تزداد</b>	<b>تقل</b>	هي ميل ذرات العنصر لجذب الالكترونات عندها تكون مرتبطة كيميائيا بذرات عنصر آخر	<b>السالبية الكهربية</b>
<b>ثابت</b>	<b>يزداد</b>	-	<b>تأثير الحجب</b> ( مستويات الطاقة )
<b>تزداد</b>	<b>تزداد</b>	-	<b>شحنة النواة</b>



☎ 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 ) (  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$  )
- ٢ هل يعتبر العنصر Y فلز أم لافلز ( لافلز )
- ٣ اسم العنصر M . ( الاكسجين )
- ٤ حدد رمز العنصر Z من بين الرموز التالية ( Ca , C , He , F ) ، رمز العنصر هو ( He )

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

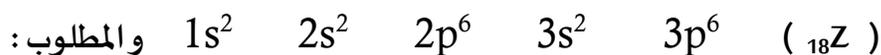
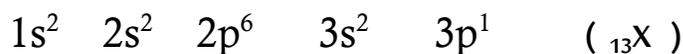
- ١ عدد الالكترونات المفردة في العنصر Y يساوي ( 2 )
- ٢ الترتيب الالكتروني للعنصر W لأقرب غاز نبيل هو  $[Ar] 4s^1 3d^5$
- ٣ الغاز النبيل من العناصر السابقة هو (  $18Z$  )
- ٤ يقع العنصر X في الدورة ( الثالثة ) بينما يقع العنصر Y في المجموعة ( 6A )
- ٥ نوع العنصر W حسب توزيعه الالكتروني ( انتقالي )

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

العنصر ( X ) يقع في المجموعة السابعة . فإن :

- ١ العنصرين ( X , Y ) من العناصر ( مثالية \ انتقالية ) . ( مثالية )
- ٢ العنصر الأعلى طاقة تأين من العنصرين هو العنصر ( Y ) بينما العنصر الأكبر في نصف القطر هو ( X )
- ٣ العنصر الأقل سالبية كهربائية هو العنصر ( X )

☎ لديك عناصر رموزها الافتراضية :



١ اسم العنصر  ${}_9Y$  ورمزه الكيميائي .....

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

الدورة: ..... المجموعة: .....

٣ نوع العنصرين  ${}_{13}X$  ،  ${}_9Y$  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 (  ${}_{13}X$  ،  ${}_9Y$  ) 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 تأين ؟ .....

٦ أي العنصرين التاليين (  $X$  ،  $Z$  ) له أقل سالبة كهربائية ؟ .....

صفوة علمي الكلويت

# الروابط الأيونية والمركبات الأيونية Ionic Bonding and Ionic Compounds



ما المقصود بـ " إلكترونات التكافؤ "

**هي الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة في ذرات العنصر**

**علل :** عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري متشابهة في الخواص الفيزيائية والكيميائية

→ لأنها تتشابه في الترتيب الإلكتروني

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

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

عدد إلكترونات التكافؤ للكالسيوم ٢ لأنه يوجد في المجموعة 2A

عدد إلكترونات التكافؤ للأكسجين ٦ لأنه يوجد في المجموعة 6A

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

ما المقصود بـ " الترتيبات الإلكترونية النقطية "

**هي الأشكال التي توضح إلكترونات التكافؤ في صورة نقاط**

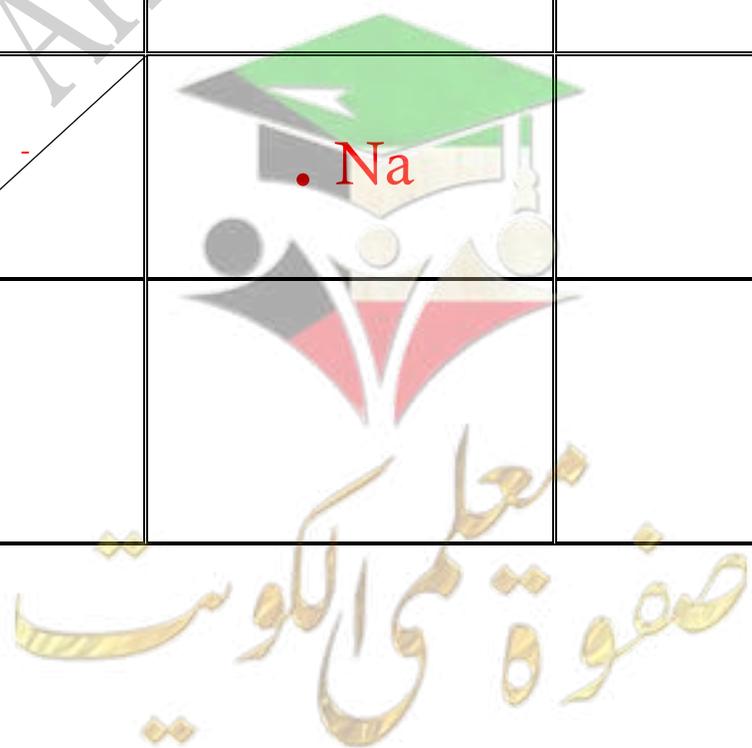
**أمثلة :** على الترتيبات الإلكترونية النقطية

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·

لبعض عناصر المجموعات A

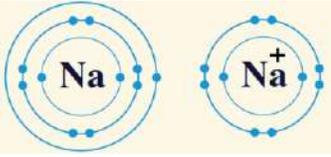
أكمل الجدول التالي :

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



# الترتيبات الإلكترونية للكاثيونات (+)

ما المقصود بـ " قاعدة الثمانية " :



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

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

ملاحظة تعود تسمية قاعدة الثمانية إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي للغازات النبيلة ، حيث 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 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 كاثيونات

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** : مستعيناً بالترتيبات الإلكترونية النقطية اكتب الترتيب الإلكتروني لكاثيون الصوديوم .

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



يحتوي غلاف التكافؤ لكاثيون الصوديوم على 8 إلكترونات تكافؤ ، ويصبح الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم مماثل

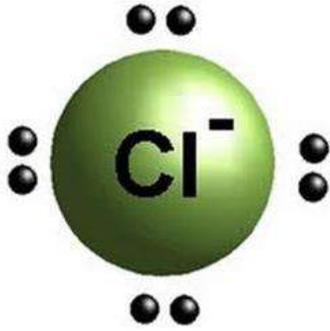


ملاحظة : أحياناً تختلف شحنات كاثيونات العناصر الانتقالية :

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

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

# الترتيبات الإلكترونية للأيونات (-)



ما المقصود بـ " الأيون "

هو ذرة أو مجموعة من الذرات تحمل الشحنة السالبة

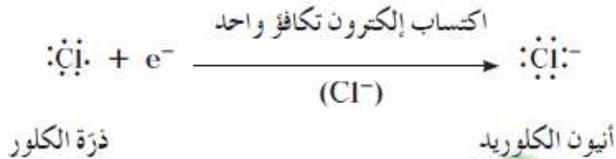
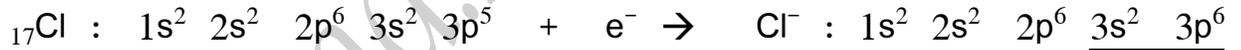
ملاحظة : يتكون الأيون عندما تكتسب الذرة المتعادلة الالكترونات ( e<sup>-</sup> )

علل : تميل اللافلزات الى تكوين الأيونات

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 وبالتالي من السهل على الكلور اكتساب إلكترون .

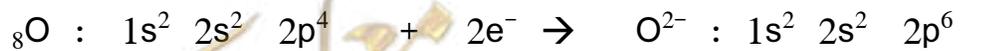


☞ ما المقصود بـ " أيونات الهاليدات "

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

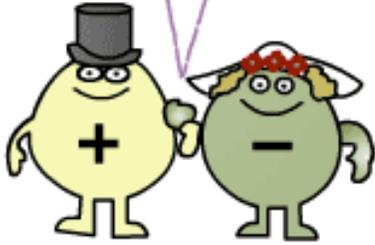
☞ مستعيناً بالترتيبات الالكترونية النقطية اكتب الترتيب الالكتروني لانيون الأكسيد .

☛ يحتوي غلاف التكافؤ لذرة الأكسجين على ستة الكترونات تكافؤ وبالتالي من السهل على الأكسجين اكتساب إلكترونين .



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

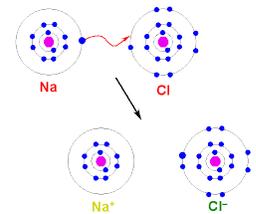
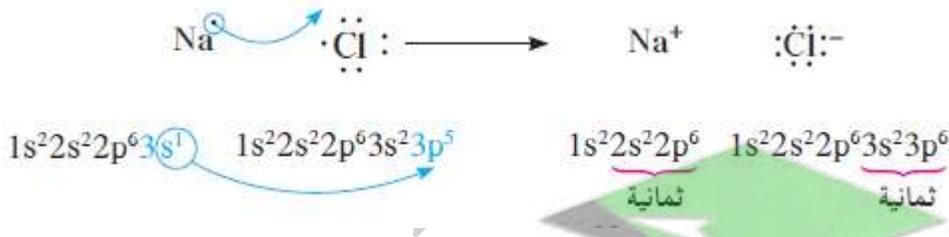
يمتلك الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد وبالتالي يمكن أن يفقده بسهولة ، إما الكلور فيمتلك سبعة إلكترونات تكافؤ و بالتالي

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

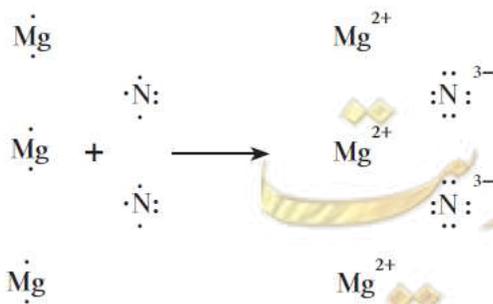
الكلور حيث ينتج كاتيون صوديوم واحد  $\text{Na}^+$  و أنيون كلوريد واحد  $\text{Cl}^-$  تتجاذب الشحنات المختلفة ليتكون

كلوريد الصوديوم ( ملح الطعام ) .



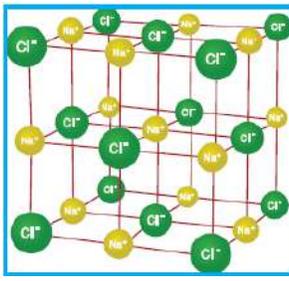
صيغة المركب الناتج ( كلوريد الصوديوم ) هي  $\text{NaCl}$

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  $\text{Mg}_3\text{N}_2$

# خواص المركبات الأيونية



NaCl ملح الطعام

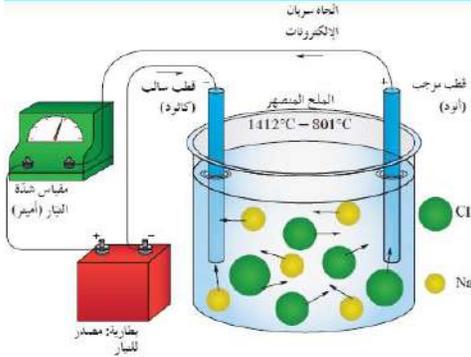
① جميع المركبات الأيونية صلبة بلورية في درجة حرارة الغرفة .

② درجات انصهارها و غليانها مرتفعت

تذوب في الماء

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

**ملاحظة :** تتكون المركبات الأيونية من بلورات تترتب فيها الأيونات ( الكاتيونات و الأنيونات ) بطريقة تزيد من التجاذب



بينها الى الحد الأقصى و تقلص من التنافر الى الحد الأدنى

و تؤدي قوى التجاذب الكبيرة الى تركيب ثابت جداً

**علل :** توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي عندما تنصهر أو عندما

تكون في المحاليل المائية و لا توصل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة

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

بعض الأيونات متعددة الذرات الهامة ( حفظ )

$\text{NO}_3^-$	النترات
$\text{SO}_4^{2-}$	الكبريتات
$\text{CO}_3^{2-}$	الكربونات
$\text{PO}_4^{3-}$	الفوسفات
$\text{OH}^-$	الهيدروكسيد
$\text{NH}_4^+$	الأمونيوم

# Covalent Bond الرابطة التساهمية

≡ الثلاثية

= الثنائية

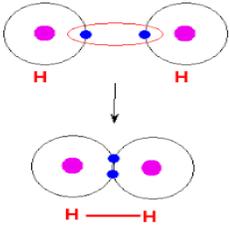
— الأحادية

ذرتان تتقاسمان

ثلاثة أزواج من الإلكترونات

زوجين من الإلكترونات

زوجاً من الإلكترونات



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

مثال : ( تكوين جزيء الهيدروجين  $H_2$  )

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

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

الإلكتروني للغاز النبيل ( الهيليوم )

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

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

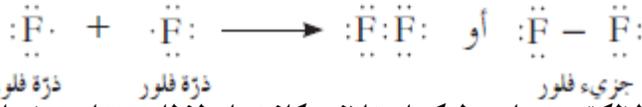
ملاحظة : تسمى الوحدة البنائية للمركبات الأيونية " وحدة صيغية "

في حين تسمى الوحدة البنائية المركبات التساهمية " الجزيء "

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

صفحة معلم الكلوب

# تطبيق قاعدة الثمانية في الرابطة التساهمية



**مثال** : جزيء الفلور  $\text{F}_2$

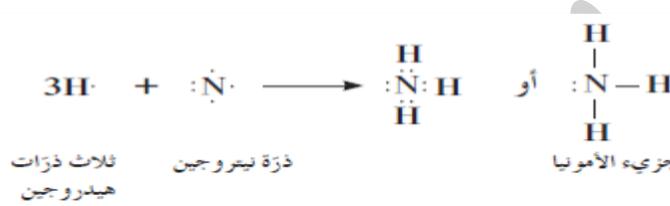
تمتلك كل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وبالتالي تحتاج لإلكترون واحد لتكمل غلاف تكافؤها ، لذلك تتقاسم ذرتا الفلور

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 الإلكترونية النقطية لجزئ الأمونيا  $\text{NH}_3$

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



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

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

( من الأمثلة عليها غاز ثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2$  ،  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$  )

**مثال** : جزيء الأكسجين  $\text{O}_2$

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

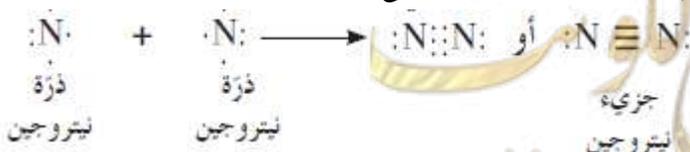


لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

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

**مثال** : جزيء النيتروجين  $\text{N}_2$

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



لتكمل غلاف تكافؤها بثمانية إلكترونات

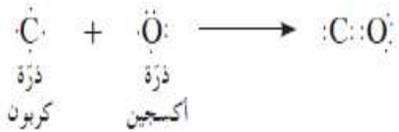
# Coordinate Covalent Bond الرابطة التساهمية التناسقية



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 ، ولحل هذه المشكلة ستمنح ذرة الأكسجين زوجاً من الكترونات غير

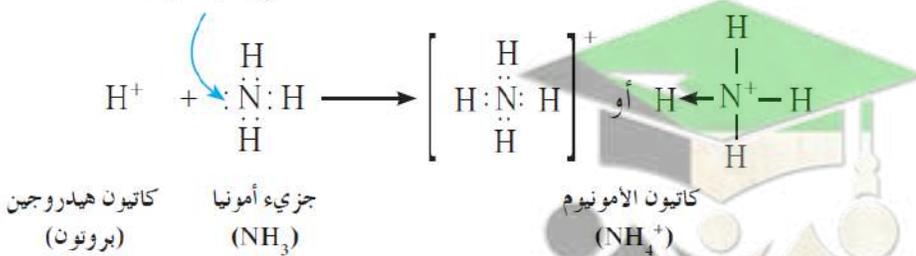
المشاركة كرابطة إضافية للرابطة التساهمية الثنائية بين ذرتي الكربون والاكسجين وتسمى هذه الرابطة ( بالرابطة التناسقية )

ملاحظة : تمثل الرابطة التناسقية بسهم يتجه من الذرة المانحة للزوج الالكتروني الى الذرة المستقبلة :  $C \equiv O$  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 CO<sub>2</sub> .....

٣ - كلوريد الهيدروجين HCl .....

٤ - سيانيد الهيدروجين HCN .....

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

البيريليوم <sup>4</sup> Be	الليثيوم <sup>3</sup> Li	الكالسيوم <sup>20</sup> Ca	الألمنيوم <sup>13</sup> Al

صنف المركبات التالية بين أيونية و تساهمية :

CaCl<sub>2</sub> - CO<sub>2</sub> - H<sub>2</sub>S - MgBr<sub>2</sub> - H<sub>2</sub>O - Na<sub>2</sub>S

المركبات التساهمية	المركبات الأيونية
H <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> S
H <sub>2</sub> S	MgBr <sub>2</sub>
CO <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>

أكتب صيغة الأيونات الموجودة في المركبات التالية :

	KCl
	BaSO <sub>4</sub>
	MgBr <sub>2</sub>
	Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>

أكمل الجمل والعبارات التالية بما يناسبها علمياً :

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

② الترتيب الإلكتروني للكاتيون Mg<sup>2+</sup> يشبه الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل .....

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

1 - تكتسب ذرة الكبريت الكترونين للوصول للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الأقرب ويسمى الأيون الناتج كاتيون ( )

لديك العناصر الافتراضية التالية :

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

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

اسم الرابطة المتكونة : .....

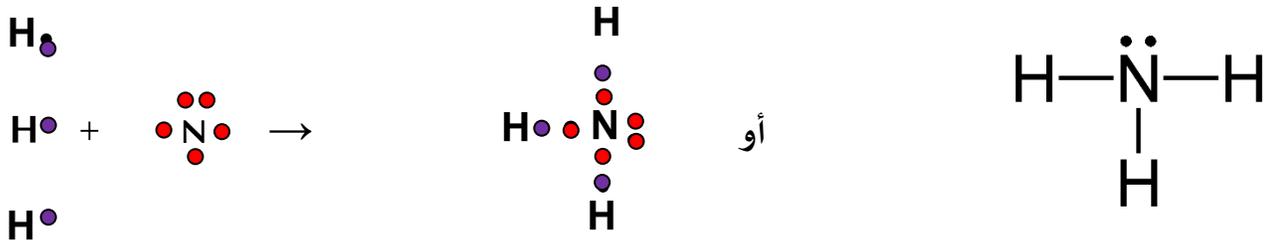
باستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية وضّح كيف يرتبط العنصر ( $_{7}A$ ) مع العنصر ( $_{1}X$ ) واذكر اسم الرابطة المتكونة

اسم الرابطة المتكونة : .....

صفوة معلمى الكويت

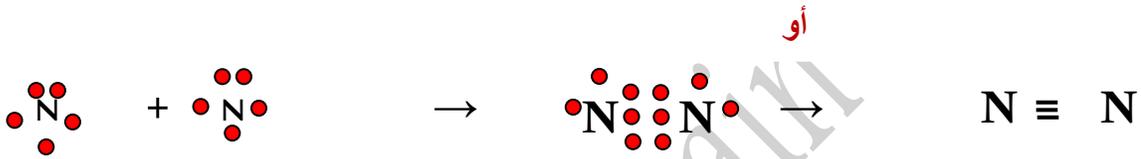


✽ باستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية حدد اسم وصيغة المركب الناتج عن اتحاد النيتروجين (7N) والهيدروجين (1H)



اسم المركب الناتج : **غاز الأمونيا**

✽ باستخدام الترتيبات الإلكترونية النقطية وضح كيف يتكون جزيء النيتروجين واذكر اسم الرابطة المتكونة



اسم الرابطة المتكونة : **تساهمية ثلاثية**

✽ ارسم الصيغة الإلكترونية النقطية لثاني أكسيد الكربون واذكر اسم الرابطة المتكونة



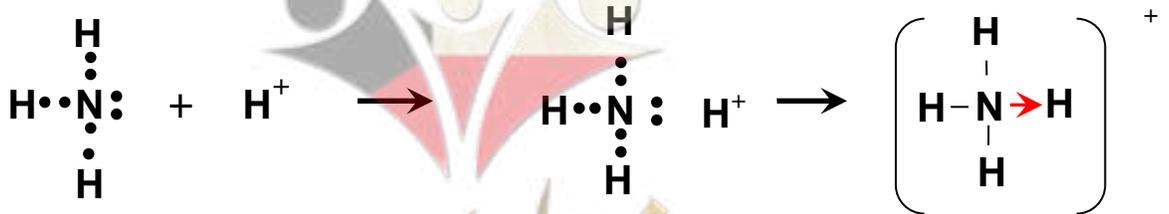
اسم الرابطة المتكونة : **تساهمية ثنائية**

✽ ارسم الصيغة الإلكترونية النقطية لأول أكسيد الكربون واذكر اسم الرابطة المتكونة



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

✽ ارسم الصيغة الإلكترونية النقطية لكاتيون الأمونيوم NH<sub>4</sub><sup>+</sup> واذكر اسم الرابطة المتكونة



نوع الرابطة المتكونة : **رابطة تساهمية تناسقية**