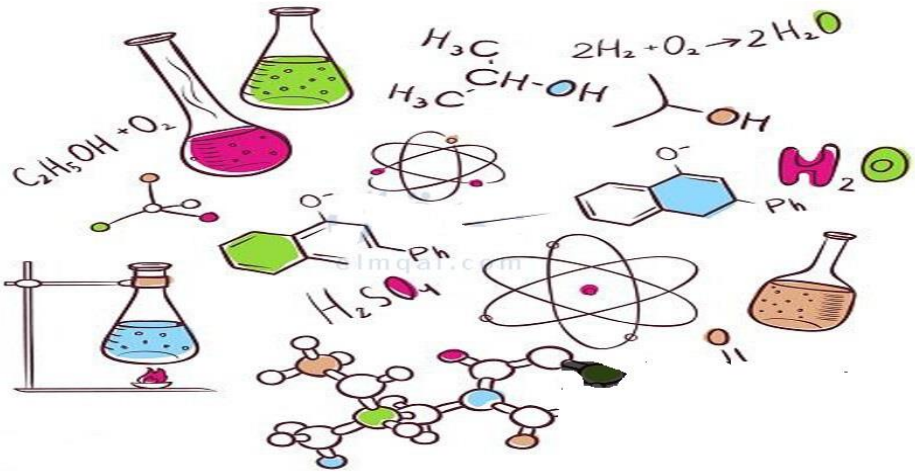
الولاء في الكيمياء

دوسية كيمياء للصف العاشر

الفصل الدراسي الأول

2020 2021

إعداد المعلمة: ولاء شعراطة



اسم الطالب :

مدارس أكاديمية التميز التربوية

إعداد المعلمة : ولاء شعواطة

الكيمياء ملكة العلوم

إن الكيمياء والعقل فينا ينمي العقل ويزيده يقيناً

إذا قوم هموا إلى اختراع تراهم في طريقي هائمين

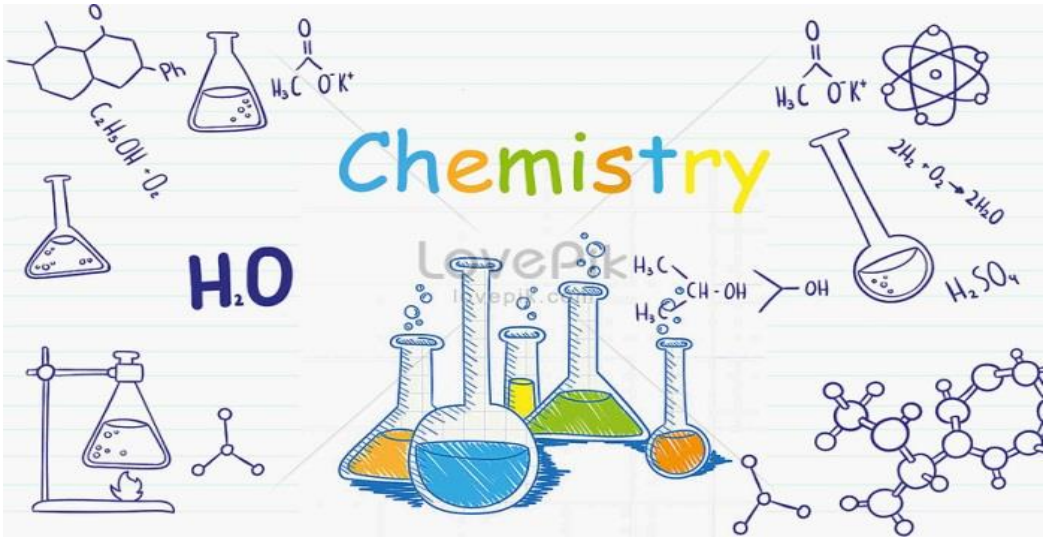
أشارك كل شيء في الحياة وأدخل كل بيت راغمين

فلا تحيا الحياة دون ملح وليس بغير ماء قد حيينا

إذا قامت حرب يقوم علمي لحسم الأمر وفازت مالكينا

بغاز خانق وطحين سم إذا مس الأنف هالكين

أنا الإحسان إلى من صان علمي والتدمير لراغبي المعتدين



مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

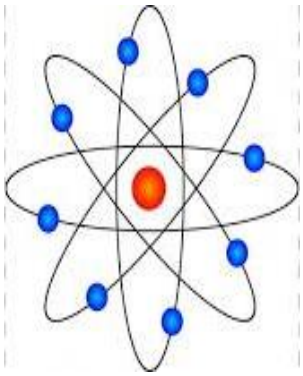
الوحدة الأولى : بنية الذرة وتركيبها

الدرس الأول

نظرية بور لذرة الهيدروجين

عرف الذرة ؟

هي دقائق متناهية في الصغر لا ترى بالعين المجردة وهي وحدة البناء والتركيب في العنصر



- مم تتألف **الذرة ؟**

1- نواة تحوي بروتونات ونترونات

2- إلكترونات تدور حول النواة

- **ما المصدر الرئيس لمعلومات النظريات الحديثة التي فسرت بنية الذرة وتركيبها ؟**

يعد الضوء المصدر الرئيس للمعلومات

- **ما الذي ساعد العالم نيلز بور في بناء نموذجه الكمي لذرة الهيدروجين ؟**

1- انبعاث الضوء من بعض العناصر عند تسخينها

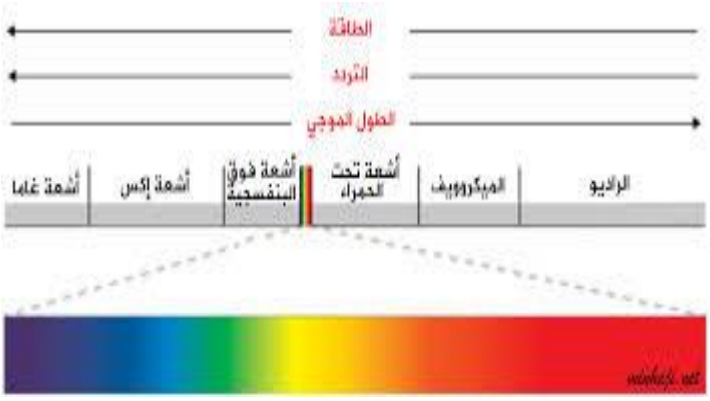
2- دراسة الضوء وتحليله

3- ارتباط سلوك العنصر بالتوزيع الإلكتروني

- **عدد بعض خصائص الضوء ؟**

1- يسير في خطوط مستقيمة

2- ينتشر في الفراغ بسرعة ثابتة



- **عرف الطيف الكهرومغناطيسي ؟**

هو جميع الأطوال الموجية التي يتكون منها الضوء

- **عدد أنواع الطيف الكهرمغناطيسي ؟**

1- الطيف المرئي

2- الطيف غير المرئي

- **عرف الطيف المرئي ؟**

هو حزمة ضيقة من الطيف الكهرمغناطيسي يمكن تمييزها بالعين ، وتتراوح أطوالها الموجية بين (350 و 800) نانومتر

مدارس أكاديمية التميز التربوية

- عدد مميزات الطيف المرئي ؟

1- يمثل الضوء العادي (ضوء الشمس) الذي نشاهده في الفضاء

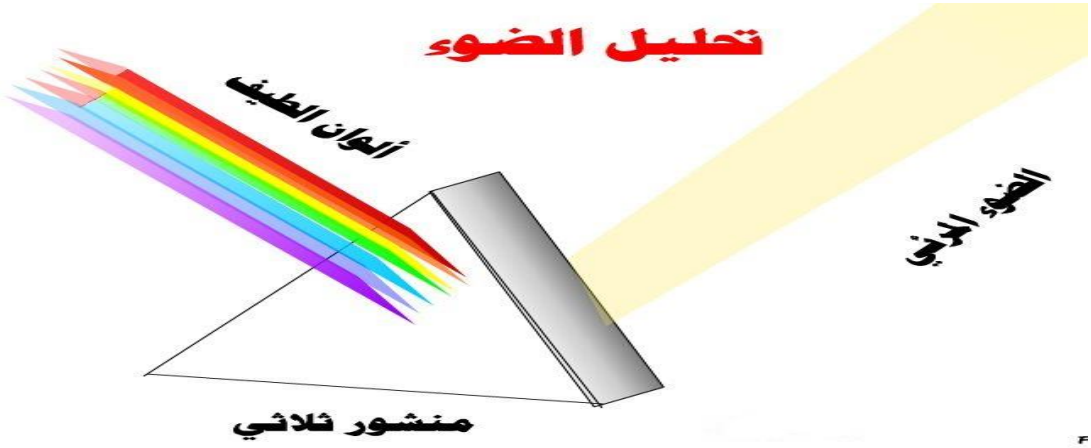
2- يظهر عند تحليل الضوء العادي أو ضوء الشمس خلال منشور زجاجي

3- يطلق عليه اسم الطيف المتصل **أو** الطيف المستمر

4- **مثل :** قوس المطر

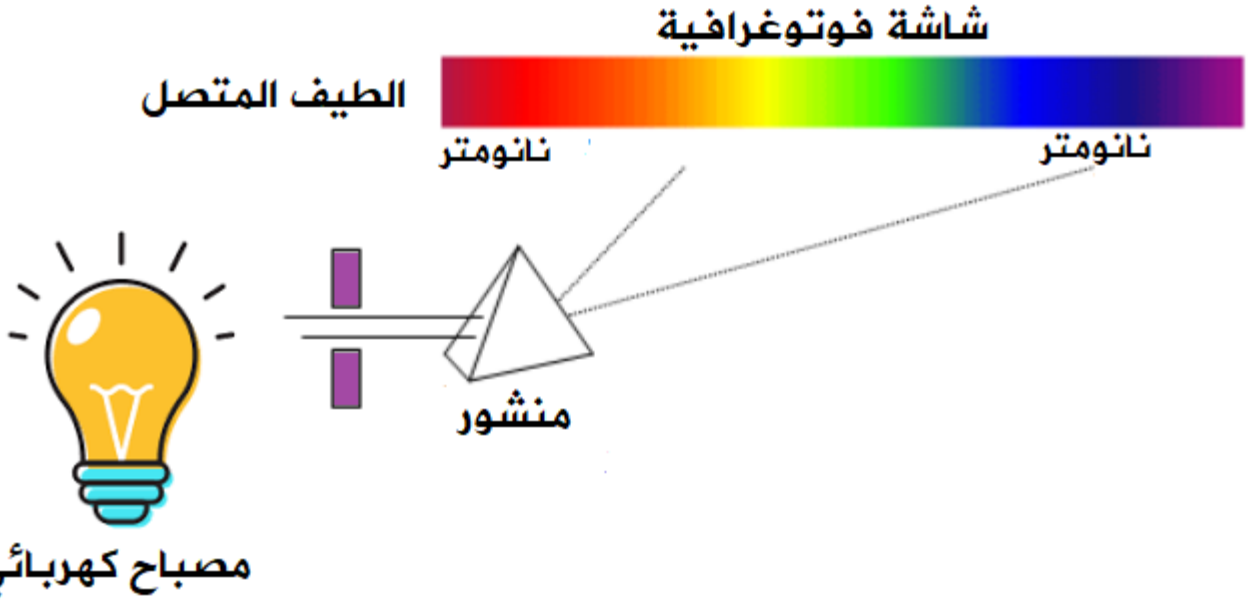
- فسر سبب تشتت الضوء بعد خروجه من المنشور ؟

بسبب اختلاف سرعة الضوء في المنشور عن سرعته في الهواء مما يؤدي إلى انكسار الضوء بزوايا انكسار مختلفة وبالتالي يتحلل إلى ألوان الطيف السبعة



- متى نحصل على الطيف المتصل ؟

نحصل عليه من تحليل ضوء مصباح كهربائي عادي ويظهر على شكل ألوان قوس المطر



- علل يسمى الطيف المرئي بالطيف المتصل (المستمر) ؟

لعدم وجود مناطق فاصلة بين ألوانه

- عرف الطيف غير المرئي ؟

هي الأطوال الموجية التي يتألف منها الطيف الكهرومغناطيسي **لا** يمكن تمييزها بالعين ، وأطوالها الموجية تقل عن (350) نانومتر أو تزيد عن (800) نانومتر

- عدد الموجات التي يضمها الطيف غير المرئي ؟

1- الموجات التي تقع تحت الضوء الأحمر

2- الموجات التي تقع فوق الضوء البنفسجي تضم (أمواج الراديو والتلفاز وأشعة الميكروويف)

- عدد بعض استخدامات الموجات الكهرمغناطيسية الآتية ؟

** **أشعة الميكروويف :** تستخدم في تسخين الطعام وطهيه

** **الأشعة السينية :** 1- تستخدم في تصوير أجزاء الجسم **مثل** العظام

2- تستخدم في تصوير بعض الأجزاء الجسم الداخلية (**تصوير ملون**)

- عدد بعض إنجازات العالمان ماكس بلانك وألبرت أنشتاين بالنسبة للضوء ؟

1- معرفة الطبيعة المزدوجة (موجية – مادية) للضوء

2- انبعاث الضوء من الذرات بترددات محددة تسمى **الكم** وتعرف باسم **الفوتونات**

- عرف الفوتونات ؟

هي جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء ويحمل كل منها مقداراً محدداً من الطاقة

**** عبر بلانك عن العلاقة بين (طاقة الفوتون & تردده) بالعلاقة الرياضية الآتية :**

$$E = h\,V$$

حيث أن

E : طاقة الفوتون

h : ثابت بلانك ، ويساوي **(6.63×10^{-34}) j.s**

V : تردد الضوء

**** يمكن التعبير عن العلاقة بين (تردد الضوء & طول موجته) بالعلاقة الرياضية الآتية :**

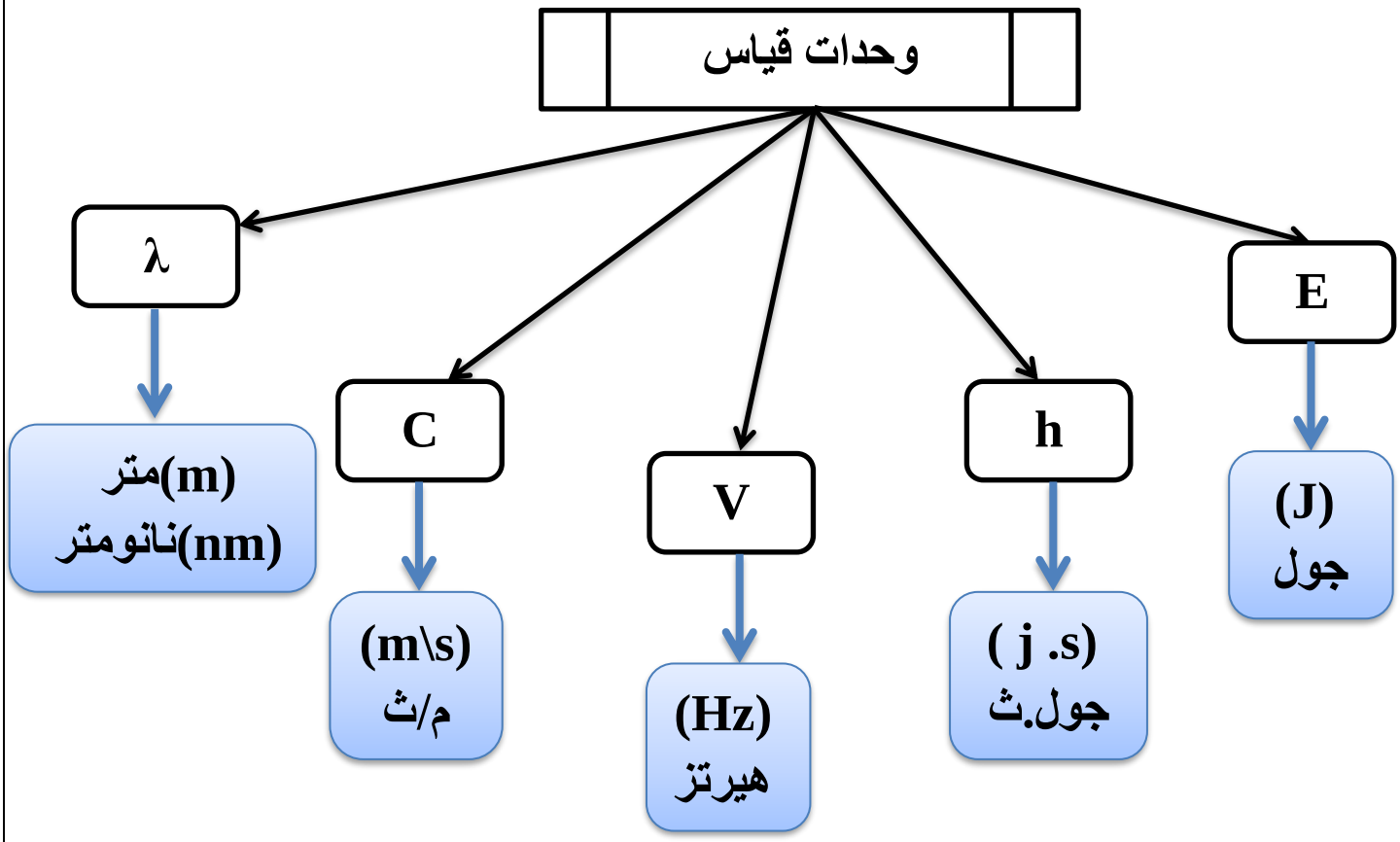
$$C = \lambda\,V$$

حيث أن

C : سرعة الضوء ، وتساوي **(3×10^{8}) m\s**

λ : طول الموجة

V : تردد الضوء

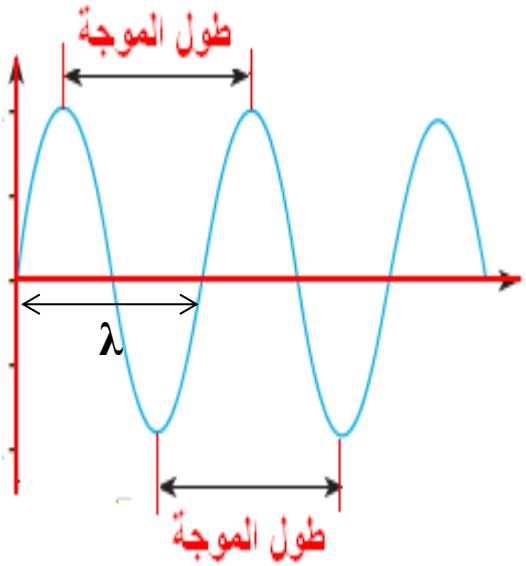


مهم : يتناسب تردد الضوء عكسيا مع طول موجته ☺ ☺

$(1\ nm = 10^{-9}m)$

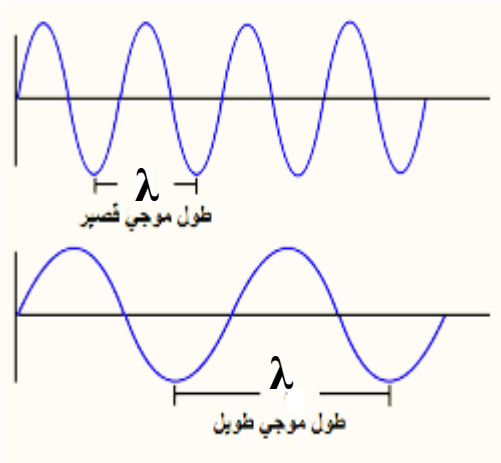
ـ عرف طول الموجة ؟

هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين



مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

ـ **عرف التردد ؟** هو عدد القمم التي تمر بنقطة خلال ثانية



أسئلة ☺

السؤال الأول :
احسب طاقة فوتون الضوء الذي تردده (4×10^{16}) Hz إذا علمت أن ثابت بلانك يساوي (6.63×10^{-34}) j.s ؟

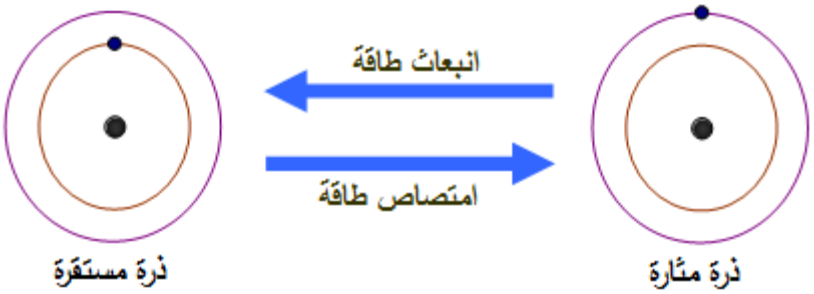
السؤال الثاني :
احسب الطول الموجي لفوتون الضوء الذي تردده (5×10^{16}) Hz بوحدة (m) و (nm) إذا علمت أن سرعة الضوء تساوي (3×10^{8}) m\s ؟

- عرف الذرة المستقرة ؟

هي ذرة العنصر التي يكون الكترونها في المدار الأقرب للنواة

- عرف الذرة المثارة ؟

هي ذرة العنصر التي امتصت كمية من الطاقة ، مما أدى إلى انتقال أحد الكتروناتها (أو أكثر) من المستوى الموجود فيه إلى مستوى أعلى من الطاقة



- كيف نحصل على الذرة المثارة ؟

نحصل عليها بإكسابها كمية من الطاقة بـ :1- التسخين

2- التفريغ الكهربائي

- عرف الطيف الذري ؟

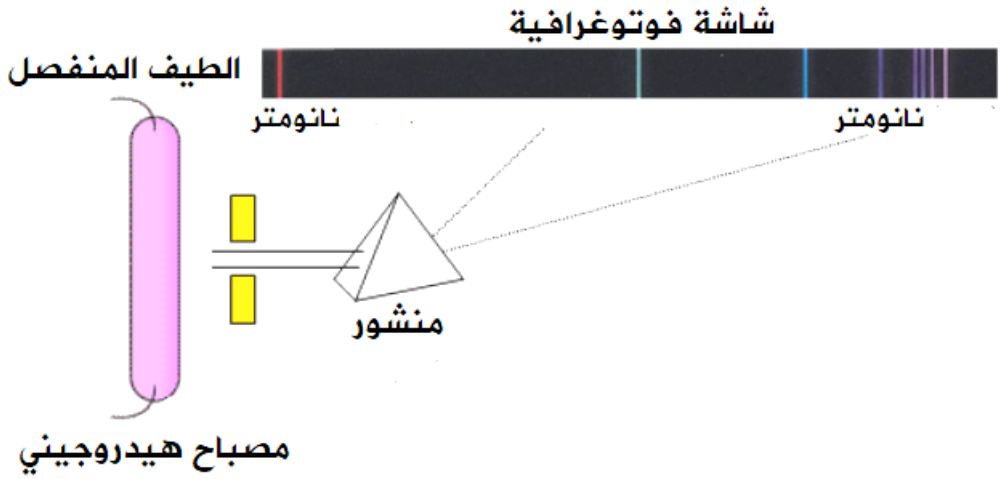
هو مجموعة الأمواج الضوئية التي تصدر عن ذرات العناصر ويقع بعضها في منطقة الضوء المرئي وبعضها في منطقة الضوء غير المرئي

- عرف الطيف الخطي (المنفصل ، الانبعاث) ؟

هو مجموعة من الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتباعدة التي تظهر في منطقة الطيف المرئي

- كيف نحصل على الطيف الخطي (المنفصل، الانبعاث) ؟

نحصل عليه من تحليل الضوء الصادر عن ذرات مثارة ويظهر على شكل خطوط منفصلة ومتباعدة ويفصل بينها مناطق معتمة



لكل عنصر طيف انبعاث خطي خاص فيه

- ميز بين العناصر الآتية من حيث لون الطيف ؟

** **الصوديوم :** طيف أصفر اللون

** **البوتاسيوم :** طيف بنفسجي اللون

** **الباريوم :** طيف أخضر مصفر اللون

- كيف نحصل على طيف الامتصاص الخطي ؟

1- نحصل عليه من ذرات مثارة

2- إمرار طيف مستمر (ضوء الشمس) خلال بخار أحد العناصر

3- يظهر في المطياف على شكل خطوط معتمة سوداء

- ما أوجه الشبه والاختلاف بين طيف الامتصاص الخطي وطيف الانبعاث الخطي ؟

أوجه الشبه : تتشابه من حيث : 1- الترددات 2- الأطوال الموجية

أوجه الاختلاف : تختلف في خطوط الطيف

** طيف الامتصاص الخطي ⟵ خطوط معتمة

** طيف الانبعاث الخطي ⟵ خطوط مضيئة ملونة

- عدد بعض استخدامات الطيف الذري ؟

1- التحاليل الكيميائية (للتعرف على العناصر المكونة للمركبات والمواد المختلفة)

2- التحاليل الطبية

3- التحاليل الصناعية

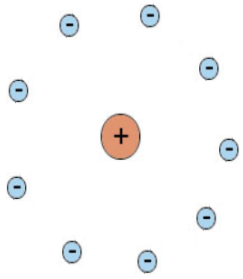
4- التحاليل الزراعية

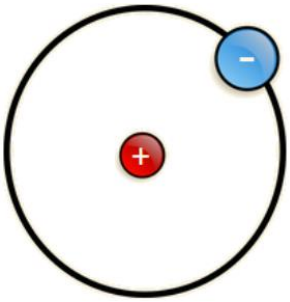
- علل يختلف الطيف الذري من عنصر إلى آخر ؟

لأن العناصر الكيميائية تختلف في عدد الإلكترونات ووضعها وطريقة توزيعها وانتقالاتها **(فهو كبصمة الإصبع للإنسان)**

- ما هو نموذج رذرفورد ؟

** وضع نموذج لتفسير بنية الذرة





<u> أهم بنوده :</u>** 1- الذرة تتكون من نواة موجبة الشحنة

2- تتركز في النواة معظم كتلة الذرة

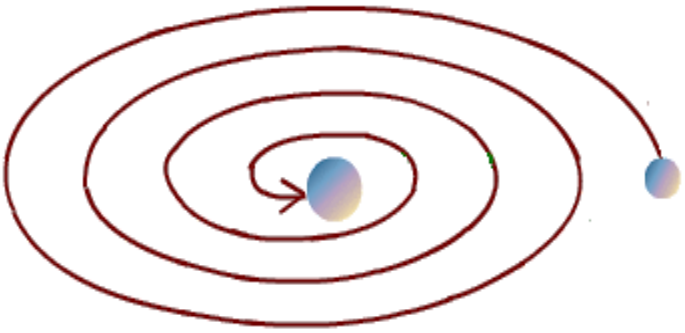
3- تدور حول النواة الإلكترونات السالبة في مسارات دائرية

- متى تكون الذرة متعادلة كهربائياً ؟

<u>عندما يكون :</u> عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة

- علل تم رفض نموذج رذرفورد ؟

لأن نموذجه أفاد بوجوب فقد الإلكترون الطاقة باستمرار في أثناء دورانه حول مركز مشحون أي أنه يدور في مسار يقل نصف قطره تدريجياً إلى أن يصل في المركز ، <u>وهذا لا يحدث حقيقة</u>



- ماذا يحدث إذا سقطت الإلكترونات في النواة ؟

تنهدم الذرة وهذا مستحيل <u>لأن</u> الذرات باقية لا تنهدم

- ما النظرية التي توصل لها العالم نيلز بور ؟

توصل إلى نظرية تفسر حركة الإلكترونات حول النواة دون سقوطها في المركز

- علل درس بور ذرة الهيدروجين ؟

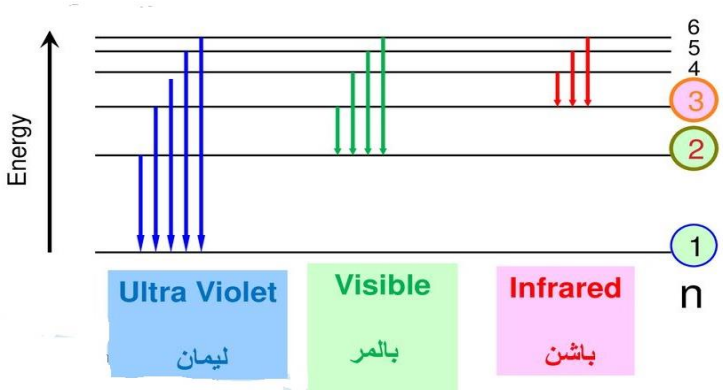
لأنها أبسط الذرات وطيفها أبسط الأطياف

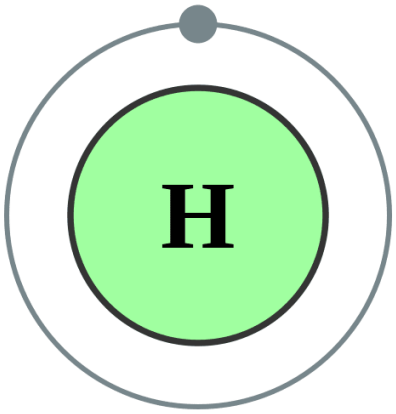
<u>(طيف خطي)</u>

طيف ذرة هيدروجين

سلاسل الطيف المرئي

تدعي بالمر





- عدد أهم بنود نظرية بور ؟

1- يدور الإلكترون حول النواة في مدار ثابت

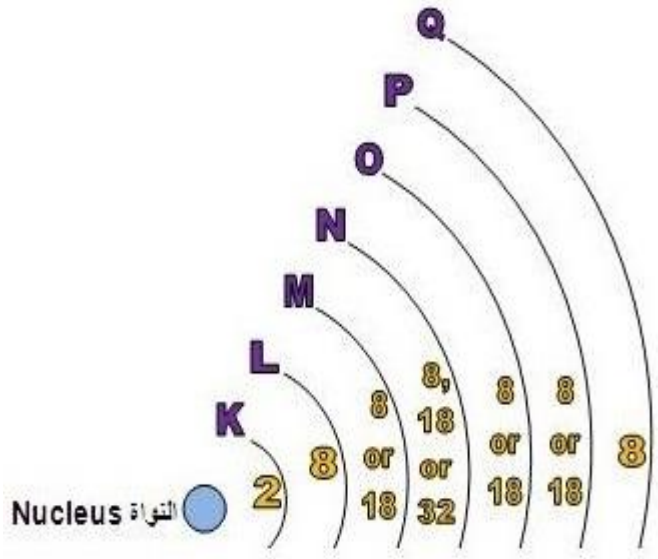
2- للذرة عدد من المدارات ولكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة

3- يمتلك الإلكترون طاقة محددة تساوي طاقة المستوى (المدار) الموجود فيه

4- تغير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر

- عرف مستوى الطاقة ؟

هو منطقة محيطة بالنواة توجد فيها الإلكترونات ولها نصف قطر محدد وفيها تتحدد طاقة الإلكترون ومعدل بعده عن النواة



مهم :

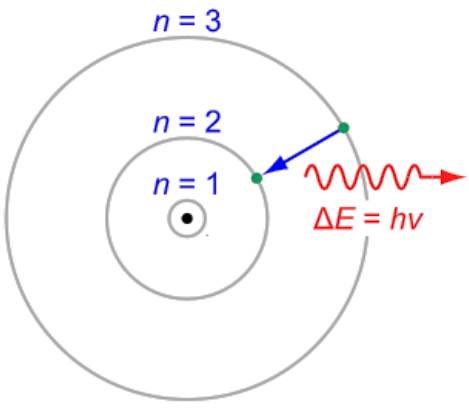
لكل مستوى طاقة قيمة معينة من الطاقة تزداد كلما ابتعدنا عن النواة وتقل كلما اقتربنا منها

**** أقل المستويات طاقة هو المستوى K وهو أقربها للنواة**

**** أعلى المستويات طاقة هو المستوى السابع Q وهو أبعدها عن النواة**

- متى لا يشع الإلكترون طاقة ولا يمتصها ؟

عندما يدور في المدار نفسه حول النواة

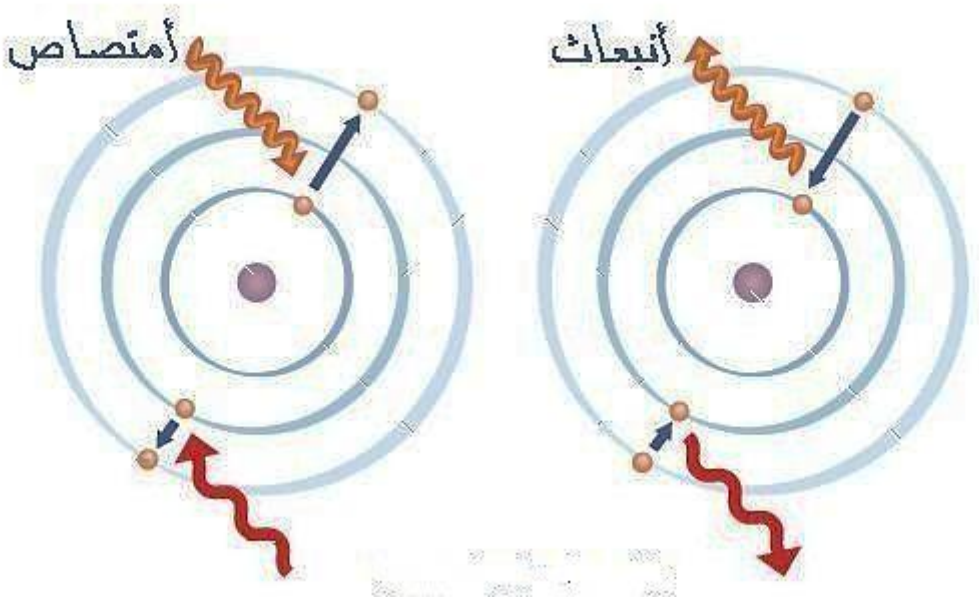


- متى يمتص الإلكترون طاقة ؟

عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى أعلى ، وتكون الذرة مثارة

- متى يشع الإلكترون طاقة ؟

عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى أدنى ، وتكون الذرة مستقرة



- حسب نموذج بور ؛ ماذا يحدث لذرة الهيدروجين عند اكتساب إلكترونها الموجود في المستوى الأول مقداراً محدداً من الطاقة ؟

ينتقل من المستوى الموجود فيه إلى مستوى أعلى

- حسب نموذج بور ؛ ماذا يحدث لذرة الهيدروجين عند انتقال الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل ؟

ينبعث الضوء من الذرة في صورة وحدات من الطاقة (الكم) تسمى الفوتونات ؛ ويؤدي إلى نشوء طيف الانبعاث الخطي

** يمكن إيجاد طاقة المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون باستخدام العلاقة الرياضية الآتية :

$$E_n = \frac{- R_H}{n^2}$$

حيث أن

E_n : طاقة المستوى

R_H : ثابت ريد بيرغ ($R_H = 2{,}18 \times 10^{-18}$)

n : رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون

** يمكن حساب فرق الطاقة بين المستويين اللذين انتقل بينهما باستخدام العلاقة الرياضية الآتية :

$$\Delta E = E_{n_2} - E_{n_1}$$

حيث أن

ΔE : مقدار التغير في الطاقة

n_1 : المستوى الذي انتقل منه الإلكترون

n_2 : المستوى الذي انتقل إليه الإلكترون

** يمكن إعادة ترتيب العلاقة السابقة للحصول على قيمة موجبة لفرق الطاقة :

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

حيث أن

n_1 : مستوى الطاقة الأقل

n_2 : مستوى الطاقة الأعلى

أسئلة ☺

السؤال الأول :
احسب طاقة كل من المستوى الأول ، والثاني ،والثالث ، والمستوى اللانهائي(∞) في ذرة الهيدروجين ؟

السؤال الثاني :
إذا علمت أن طاقة أحد المستويات في ذرة الهيدروجين هي $-8,72 \times 10^{-2}$ J احسب رقم هذا المستوى ؟

ـ ما سبب كون قيمة الطاقة المحسوبة تمثل قيماً سالبة ؟

لأن الإشارة السالبة تدل أن طاقة وضع الإلكترون في المستوى اللانهائي تساوي صفراً ؛ أي أن الإلكترون بعيد جداً عن النواة ولا يوجد قوى تجاذب بينهما ، أما إذا اقترب الإلكترون أصبح تحت تأثير جذب النواة فإن طاقة وضعه تنخفض وتقل عن الصفر(قيمة سالبة)

السؤال الثالث :
احسب تردد الضوء المنبعث من ذرة هيدروجين مثارة في المستوى الرابع عند عودتها إلى حالة الاستقرار ؟

السؤال الرابع :
احسب طول موجة الفوتون بـ (nm) اللازم لإثارة ذرة هيدروجين مستقرة إلى المستوى السادس ؟

السؤال الخامس :
انتقل إلكترون ذرة الهيدروجين من المستوى الأول إلى المستوى الرابع ؛

1- احسب الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون ؟

2- احسب تردد الفوتون الذي امتصه الإلكترون؟

3- احسب طول موجة الفوتون الذي امتصه الإلكترون ؟

السؤال السادس :
احسب مقدار الطاقة المنبعثة عند عودة الإلكترون في ذرة الهيدروجين من المستوى الخامس إلى المستوى الثاني بدلالة R_H ؟

السؤال السابع: ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة :

1- النانو متر يساوي :

أ- 10^{-6} ب- 10^{-9} ج- 10^{-12}

2- يقاس تردد الضوء بوحدة :

أ- nm ب- j.s ج- Hz

3- يحتوي فوتون الضوء على مقدار من الطاقة يتناسب :

أ- طردياً مع طول موجته

ب- عكسياً مع طول موجته

ج- طردياً مع سرعة الضوء

4- أي العبارات الآتية صحيحة بالنسبة للطيف المرئي :

أ- يمكن تمييزه بالعين

ب- تتراوح أطواله الموجية بين (350 - 800) نانو متر

ج- جميع ما ذكر

5- إذا انتقل الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى فإنه :

أ- يشع طاقة ب- يمتص طاقة ج- لا يتأثر

6- في الذرة المتعادلة كهربائياً يكون :

أ- عدد البروتونات > عدد الإلكترونات

ب- عدد البروتونات < عدد الإلكترونات

ج- عدد البروتونات = عدد الإلكترونات

7- يعد ضوء الشمس طيف :

أ- مرئي ب- غير مرئي ج- لا شيء مما ذكر

8- النموذج الذي وصف أن الذرة تتكون من نواة موجبة الشحنة وتدور عليها الإلكترونات :

أ- رذرفورد ب- تومسون ج- دالتون

مراجعة الدرس
صفحة (15)

الدرس الثاني

النموذج الميكانيكي للذرة

ـ علل توالت تجارب العلماء لمعرفة طبيعة الإلكترون بعد نظرية بور ؟

لأن العالم بور تمكن من تفسير الطيف الذري لذرة الهيدروجين فقط ؛ لكنه لم يتمكن من تفسير أطياف ذرات العناصر الأخرى

ـ اذكر انجازات العلماء الآتية بالنسبة لمعرفة طبيعة الإلكترون ؟

** **دي برولي :** توصل إلى وجود خصائص مزدوجة للإلكترون (موجية ـ مادية)

** **شرودنغر :**

1- وضع تصور جديد لحركة الإلكترون الموجية حول النواة سماه (النموذج الميكانيكي الموجي للذرة)

2- أشار أن أكبر احتمال لوجود الإلكترون هو في منطقة حول النواة تشبه السحابة سماها (الفلك)

3- وضع معادلة رياضية سميت (المعادلة الموجية)

ـ عرف الفلك ؟

هو منطقة حول النواة تشبه السحابة وفيها يكون احتمال وجود الإلكترونات أكبر ما يمكن

ـ ماذا نتج عن حل معادلة شرودنغر ؟ نتج ثلاثة أعداد سميت أعداد الكم

ـ ما هي أعداد الكم ؟

1- عدد الكم الرئيس **(n)**

2- عدد الكم الفرعي **(ℓ)**

3- عدد الكم المغناطيسي **(m_ℓ)**

ـ عرف الكم ؟

هو مقدار محدد من الطاقة ينبعث من الذرة المثارة ؛ نتيجة انتقال الإلكترون فيها من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل على نحو يوافق فرق الطاقة بين المستويين

مدارس أكاديمية التميز التربوية

- كيف يتم وصف موقع الإلكترون بدلالة أعداد الكم ؟

** **عدد الكم الرئيس (n)** : يصف موقع الإلكترون بدلالة الغلاف الرئيس

** **عدد الكم الفرعي (ℓ)** : يصف موقع الإلكترون بدلالة الغلاف الفرعي

** **عدد الكم المغناطيسي (m ℓ)** : يصف موقع الإلكترون بدلالة الفلك

فلك
يوجد داخل
غلاف فرعي
يوجد داخل
مستوى رئيس

عدد الكم الرئيس (n)

1- يمثل مستوى الطاقة الرئيس

2- يمثل معدل بعده عن النواة

3- يأخذ قيماً صحيحة موجبة

4- يرتبط بحجم المستوى

5- يرتبط بمعدل بعده عن النواة

n = 1 2 3 4 5 ..... ∞

** يدل الرقم على غلاف رئيس معين

** **كلما ازدادت قيمة (n)**

- ازداد بعد المستوى عن النواة
- ازداد حجم المستوى
- ازدادت طاقة المستوى

- أيهما أكبر حجماً المستوى (n=3) أم المستوى (n=4) ؟

المستوى (n=4) أكبر حجماً لأنه أبعد عن النواة

- أيهما أعلى طاقة المستوى (n=1) أم المستوى (n=2) ؟

المستوى (n=2) أعلى طاقة لأنه أبعد عن النواة ؛ طاقة المستوى تزداد بالابتعاد عن النواة

عدد الكم الفرعي (ℓ)

1- يتكون من مستويات طاقة فرعية

2- عددها يساوي رقم المستوى (n)

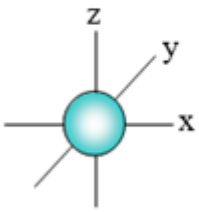
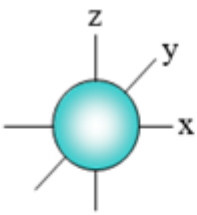
3- تتراوح قيم مستويات الطاقة الفرعية بين (0 إلى (n – 1))

4- له خاصية تحديد الشكل العام للفلك

l =	0	1	2	3	.....	(n – 1)
رمزه	s	p	d	f		

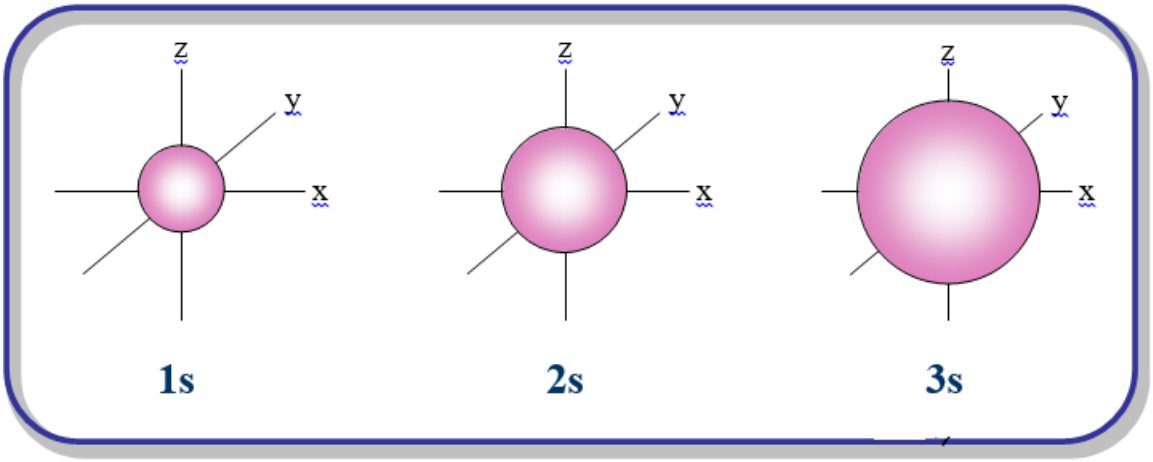
عدد الكم الرئيس (n)	عدد الكم الفرعي (ℓ)		قيمة المستوى الفرعي (ℓ)
	العدد	الرمز	
1	1	s	0
2	2	s	0
		p	1
3	3	s	0
		P	1
		d	2
4	4	s	0
		p	1
		d	2
		f	3

- الجدول التالي يوضح أشكال الأفلاك في الغلافين الرئيسين الأول والثاني :

الغلاف الرئيس (n)	الغلاف الفرعي	قيمة عدد الكم الفرعي	شكل الفلك
1	s	**0**	
2	s	**0**	
	p	**1**	

مدارس أكاديمية التميز التربوية Since 1996

ـ تأمل الشكل الآتي الذي يبين الحجوم النسبية لأفلاك (s) في أدنى ثلاثة أغلفة رئيسة ؛ ثم أجب عن الأسئلة الآتية :



1ـ أيهما أعلى طاقة (1s) أم (2s) ؟ لماذا؟

الغلاف الفرعي **2s** أعلى طاقة لأنه موجود في الغلاف الرئيس الثاني الأبعد عن النواة

2ـ ما العدد الكمي الفرعي ، والعدد الكمي الرئيس للغلاف الفرعي 3s ؟

العدد الكمي الرئيس (3) ، العدد الكمي الفرعي (0)

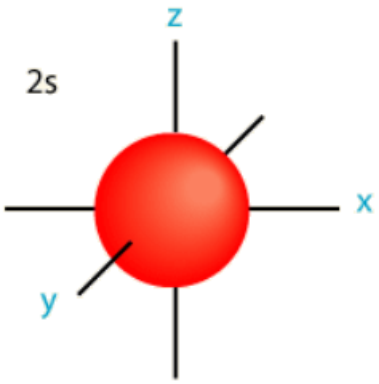
3ـ ما العلاقة بين حجم الفلك ورقم الكم الرئيس له ؟

كلما زادت قيمة عدد الكم الرئيس زاد حجم الفلك

مدارس أكاديمية التميز التربوية

أشكال ومميزات الأفلاك الذرية

الغلاف الفرعي s



1- يحتوي على فلك واحد

2- يبدأ بالظهور من المستوى الطاقة الرئيس الأول

3- سعته القصوى (2) إلكترون

4- شكله كروي

مدارس أكاديمية التميز التربوية

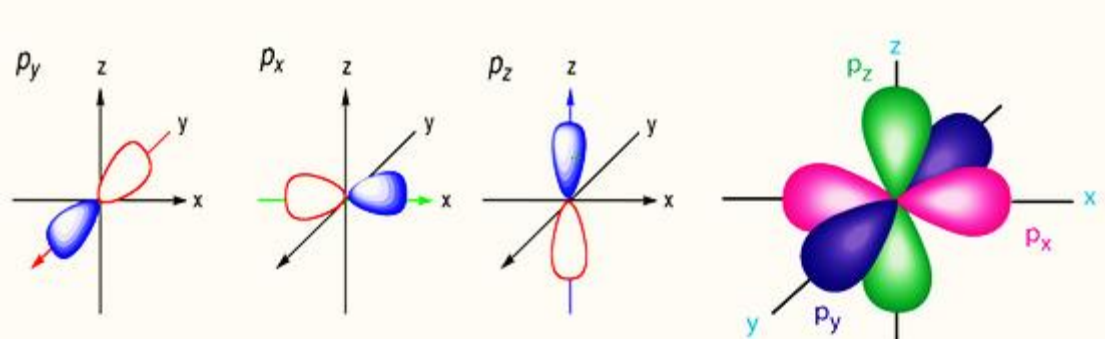
الغلاف الفرعي p

1- يحتوي على ثلاثة أفلاك في كل مستوى فرعي ؛ كل فلك يتوضع على محور

2- يبدأ بالظهور من المستوى الطاقة الرئيس الثاني

3- سعته القصوى (6) إلكترونات

4- شكله مغزلي

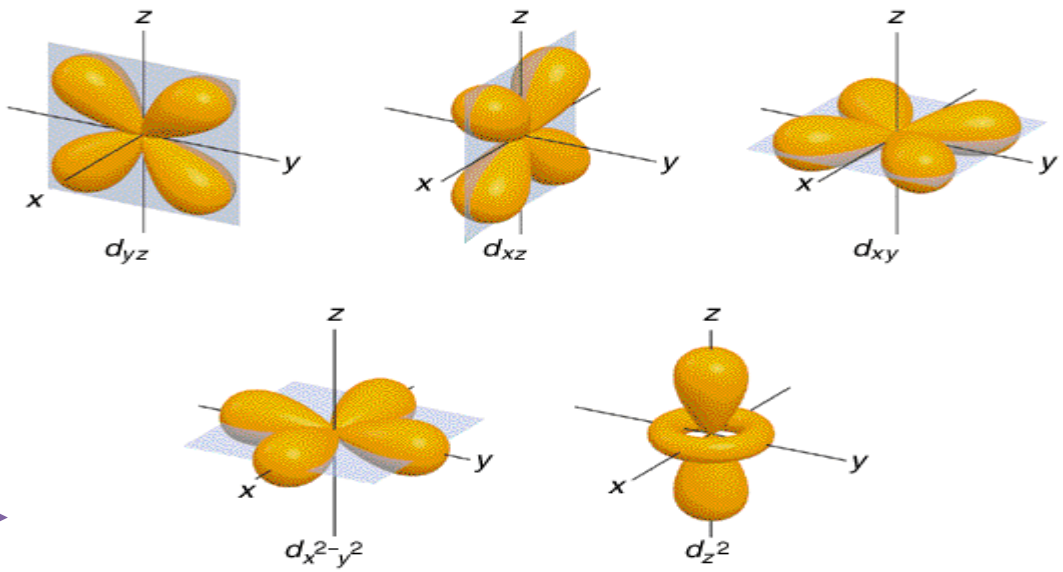


الغلاف الفرعي d

1- يحتوي على خمسة أفلاك في كل مستوى فرعي

2- يبدأ بالظهور من المستوى الطاقة الرئيس الثالث

3- سعته القصوى (10) إلكترونات



مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

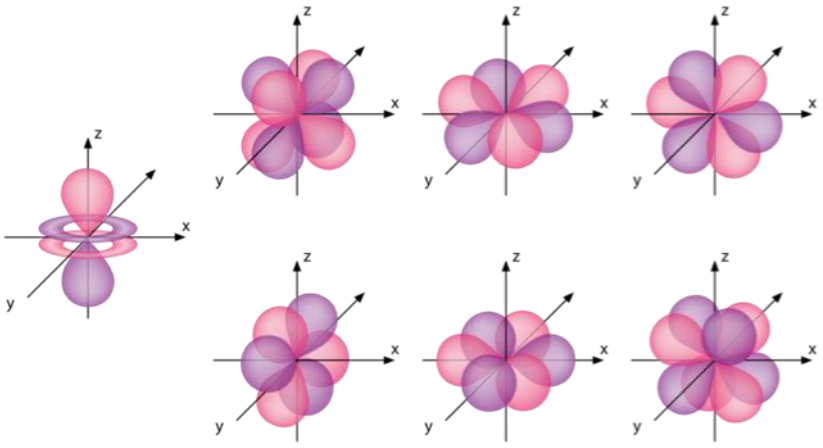
الغلاف الفرعي f

1- يحتوي على سبعة أفلاك في كل مستوى فرعي

2- يبدأ بالظهور من المستوى الطاقة الرئيس الرابع

3- سعته القصوى (14) إلكترونات

وزارة التربية



عدد الكم المغناطيسي (mℓ)

1- يبين الأفلاك الموجودة داخل الأغلفة الفرعية

2- يأخذ القيم من **(-ℓ ⟵ 0 ⟵ +ℓ)**

3- يحدد الاتجاه الفراغي للفلك

**** الجدول التالي يبين عدد الأفلاك في كل غلاف فرعي :**

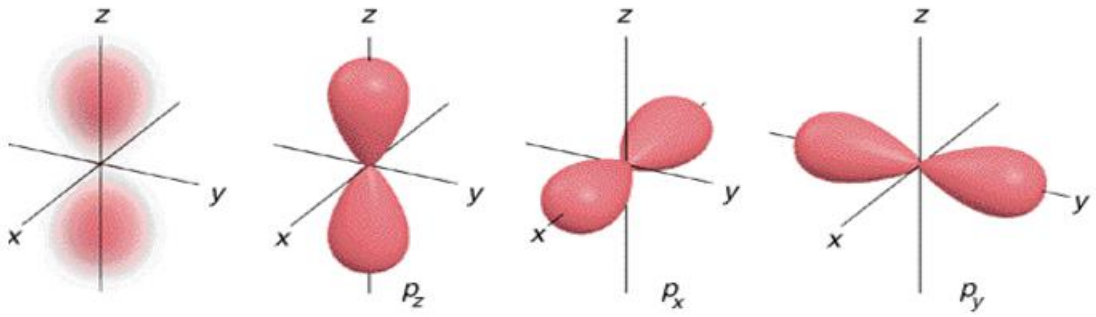
الغلاف الفرعي (ℓ)	قيم (mℓ)	عدد الأفلاك
s	0	1
p	(-1 , 0 , +1)	3
d	(-2 , -1 , 0 , +1 ,+2)	5
f	(-3, -2 , -1 , 0 , +1 , +2 ,+3)	7

المستوى الفرعي (p) يتكون من ثلاثة أفلاك متعامدة

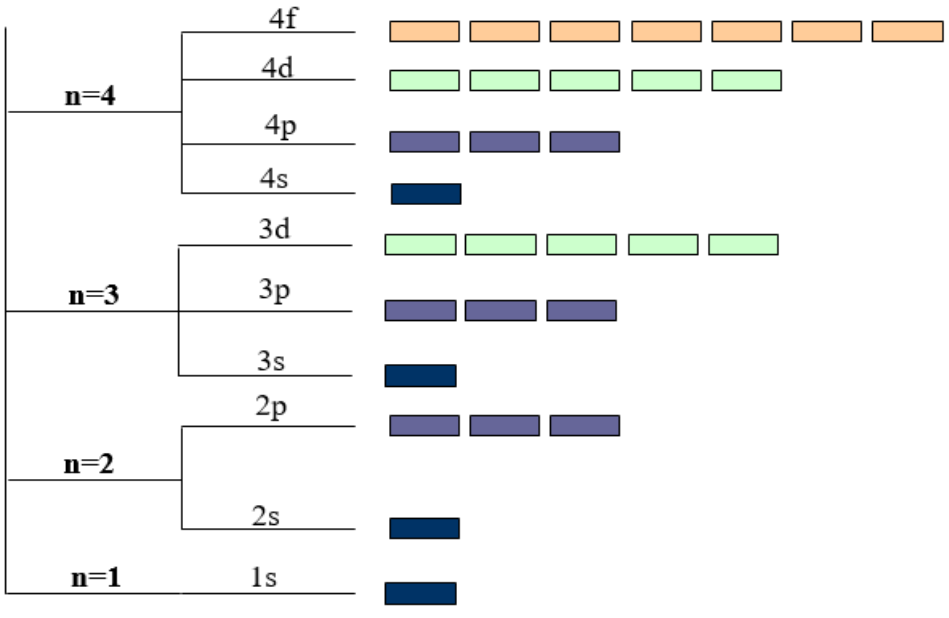
(p_x , p_y , p_z)

** تتشابه من حيث : (الشكل ، الحجم ، الطاقة) في المستوى الرئيس الواحد

** تختلف في اتجاه محاورها (نسبة إلى بعضها) حول النواة



** يمكن ربط أعداد الكم الثلاثة مع بعضها البعض بالشكل التالي :

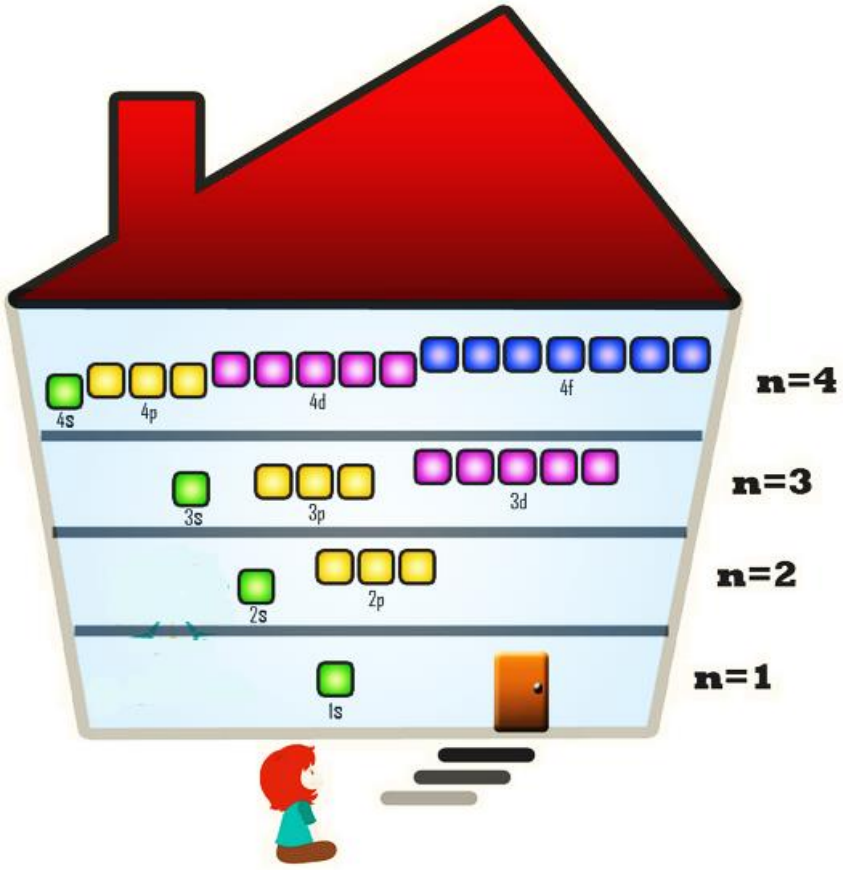


مدارس أكاديمية التميز التربوية

**** يمكن تمثيل العلاقة بين رقم المستوى الرئيس (n) وعدد الأفلاك فيه بالعلاقة الرياضية الآتية :**

عدد الأفلاك في المستوى الرئيس $= n^2$

ـ تأمل الشكل الآتي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



ـ ما عدد الأغلفة الفرعية في الغلاف الرئيس الثالث ؟ (3) أغلفة فرعية

ـ ما عدد الأغلفة الفرعية في الغلاف الرئيس الرابع؟ (4) أغلفة فرعية

ـ ما عدد الأفلاك في الغلاف الفرعي 3d ؟ (5) أفلاك

ـ ما عدد الأفلاك في الغلاف الفرعي 4f ؟ (7) أفلاك

ـ ما عدد الأفلاك في الغلاف الرئيس الثالث ؟ (9) فلك

ـ ما عدد الأفلاك في الغلاف الرئيس الرابع ؟ (16) فلك

مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

عدد الكم المغزلي (ms)

1- يشير إلى اتجاه الدوران المحوري للإلكترون حول نفسه (اتجاه الغزل)

2- يأخذ القيم الكمية الآتية : (+1/2 ، -1/2)

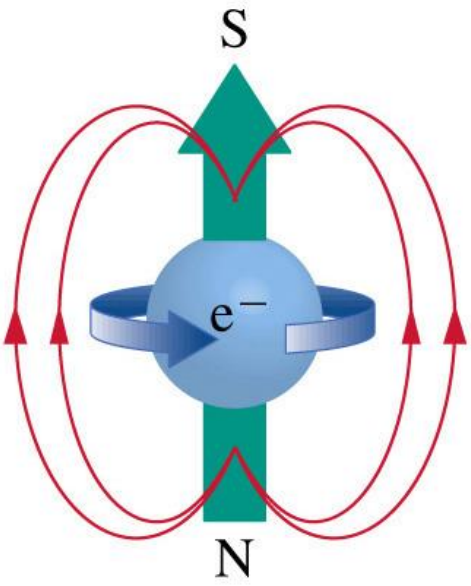
- ماذا يحدث عند وجود إلكترونين في الفلك نفسه ؟

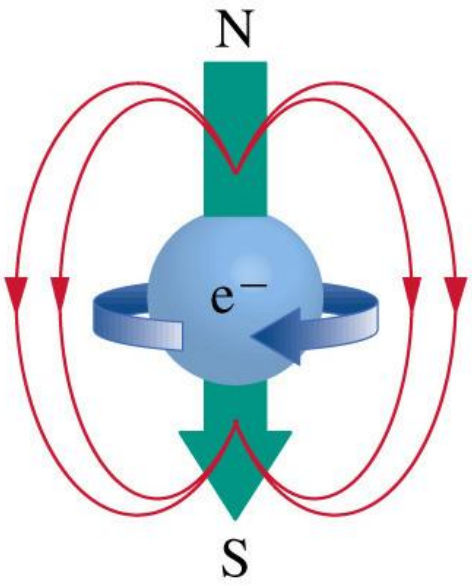
1- سيدور كلا الإلكترونين حول نفسه باتجاه معاكس لدوران الإلكترون الآخر

2- يتولد مجالين مغناطيسين متعاكسين في الاتجاه ومتجاذبين مغناطيسياً

3- يقل التنافر الكهربائي بين الإلكترونين

4- يستقر الإلكترونين





**** الجدول التالي يبين أعداد الكم الأربعة (لإلكترونين في الفلك s) :**

عدد الكم / رقم الإلكترون	n	ℓ	mℓ	ms
1	1	0	0	+1\2
2	1	0	0	-1\2

**** الجدول التالي يبين أعداد الكم الأربعة (الإلكترونين في الفلك s) :**

المستوى الفرعي	عدد الأفلاك	السعة القصوى من الإلكترونات
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

**** يمكن تمثيل العلاقة بين عدد الأفلاك في المستوى الفرعي وسعته القصوى من الإلكترونات بالعلاقة الرياضية الآتية :**

السعة القصوى من الإلكترونات = 2 × عدد الأفلاك في المستوى الفرعي

مبدأ الاستبعاد لباولي

ـ اذكر نص مبدأ الاستبعاد لباولي ؟

ينص على " عدم وجود إلكترونين في الذرة نفسها ، لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة "

الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين

**** يمكن إيجاد السعة القصوى من الإلكترونات في المستوى الرئيس بالعلاقة الرياضية الآتية :**

السعة القصوى من الإلكترونات في المستوى الرئيس (n) = $2n^2$

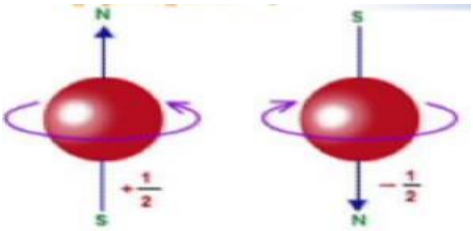
- **ليكن لدينا فلكاً من النوع (s) في الغلاف الرئيس الأول يحتوي إلكترونين ؛ <u>وضح أعداد الكم الأربعة له</u> ؟**

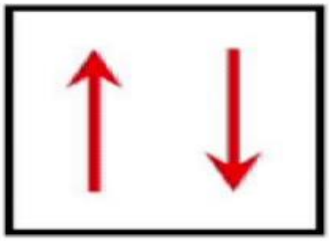
1- الإلكترونان موجودان في الغلاف الرئيس الأول ⟵ يتشابهان في عدد الكم الرئيس

2- الإلكترونان موجودان في الغلاف الفرعي s ⟵ يتشابهان في عدد الكم الفرعي

3- لهما العدد الكمي المغناطيسي ذاته ؛ **<u>لأن</u>** الغلاف الفرعي (s) يحتوي على فلك واحد والإلكترونان موجودان فيه

4- يختلفان في العدد الكمي المغزلي ؛ أحدهما يدور مع عقارب الساعة والآخر بعكس عقارب الساعة





أسئلة ☺

السؤال الأول : علل استقرار الإلكترونين في الفلك نفسه بالرغم من أنهما يحملان الشحنة نفسها ؟

السؤال الثاني : ضع إشارة (✓) أمام العبارة الصحيحة وإشارة (×) أمام العبارة الخاطئة :

1- ( ) يمكن أن يوجد إلكترونين في الذرة نفسها ، لهما نفس قيم أعداد الكم الأربعة

2- ( ) السعة القصوى للغلاف الفرعي d (10) إلكترونات

3- ( ) كلما زادت قيمة عدد الكم الرئيس زاد حجم الفلك

4- ( ) ازدادت قيمة (n) قل بعد المستوى عن النواة

5- ( ) المستوى الفرعي (p) يتكون من ثلاثة أفلاك متعامدة

مراجعة الدرس
صفحة (21)

مراجعة الوحدة
صفحة (23)

الوحدة الثانية : التوزيع الإلكتروني والدورية

الدرس الأول

التوزيع الإلكتروني للذرات

ـ عرف التوزيع الإلكتروني ؟

هو عملية ترتيب الإلكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة

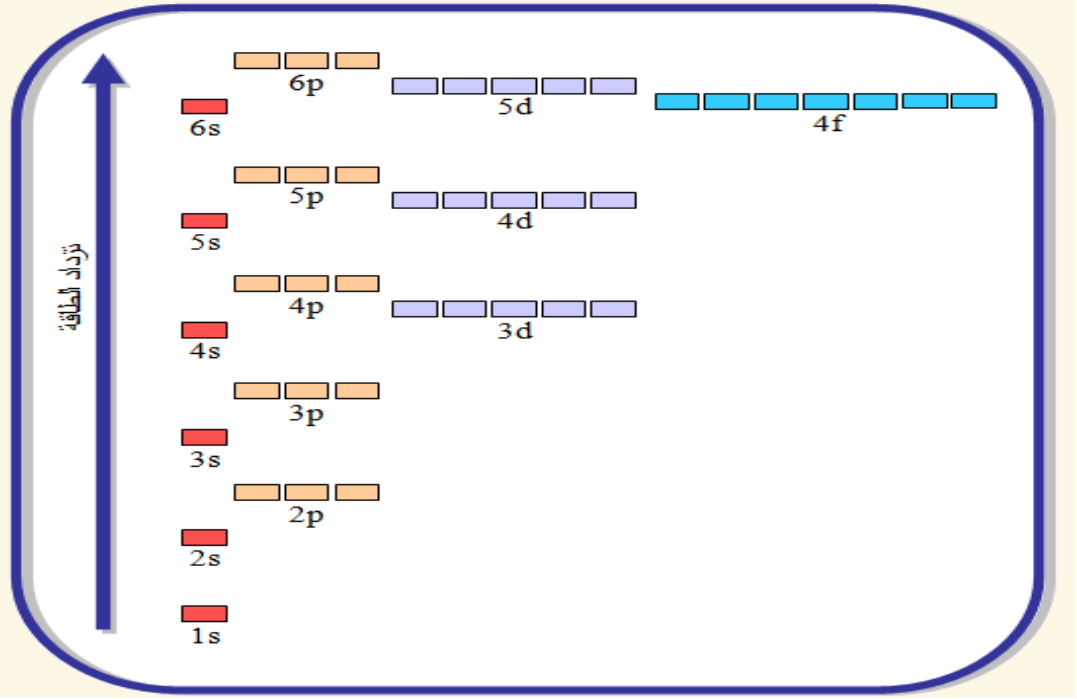
ـ عرف العدد الذري ؟

هو عدد البروتونات الموجبة في النواة ويساوي عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة

مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

ـ اذكر نص مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي ؟

ينص على " امتلاء الأفلاك بالإلكترونات تبعاً لتزايد طاقتها ، بحيث توزع الإلكترونات أولاً في أدنى مستويات الطاقة ثم تملأ المستويات العليا للطاقة "



مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

أهم خواص مبدأ أوفباو :

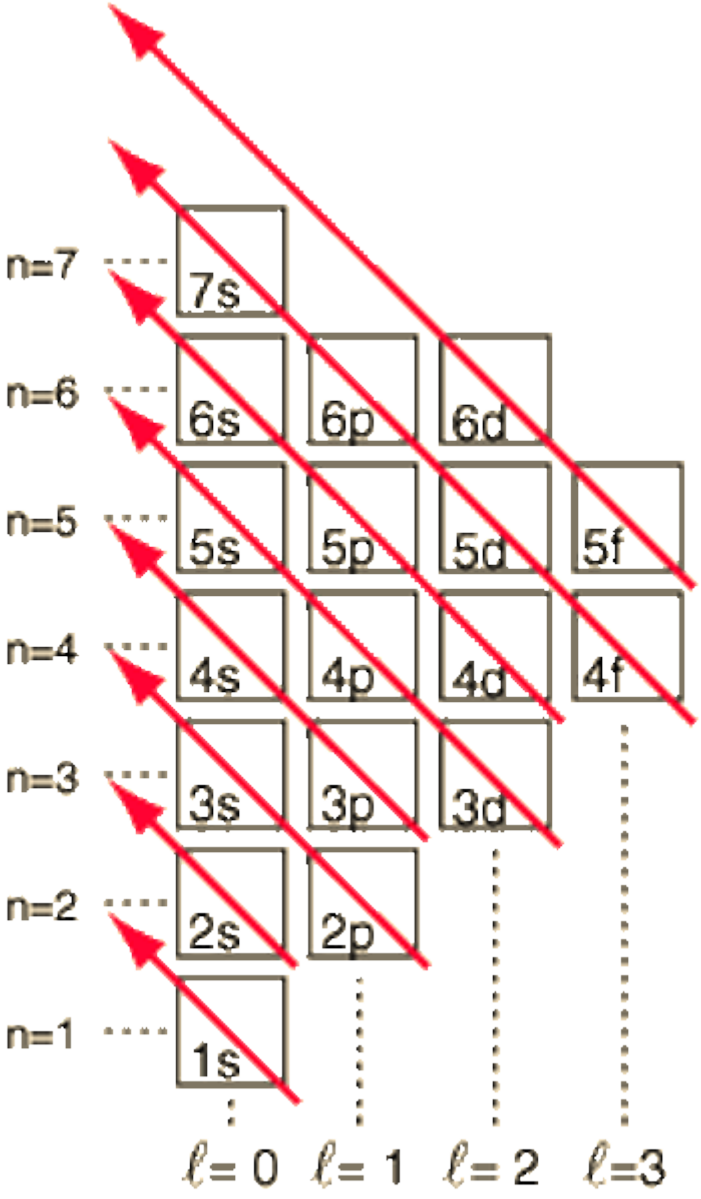
1- طاقة المستويات الفرعية تزداد عند زيادة عدد الكم الرئيس **(n)**

2- تبدأ المستويات بالتداخل بعد المستوى الفرعي **3p**

3- يمكن تحديد المستوى الفرعي الأقل طاقة من مجموع **(n + ℓ)**

4- تملأ الإلكترونات بالمستوى الفرعي الأقل مجموعاً **(n + ℓ)**

5- إذا كان مجموع **(n + ℓ)** متساوياً فإن المستوى الفرعي الأقل طاقة (يملأ أولاً) يكون الأقل قيمة (n)



المستوى الفرعي 4s يملأ بالإلكترونات قبل المستوى 3d

لأن :

مجموع القيم **(n + ℓ)** للمستوى **4s** تساوي (4 = 0 + 4)

مجموع القيم **(n + ℓ)** **3d** تساوي (5 = 2 + 3)

يملأ المستوى 5d بالإلكترونات قبل المستوى 6p مع العلم أن مجموع (n + ℓ) هو (7) لكل من المستويين الفرعيين (5d و 6p)

لأن :

قيمة **(n)** للمستوى **5d** أقل منها للمستوى **6p**

مدارس أكاديمية التميز التربوية

- أي مستوى فرعي له أعلى طاقة 1s أم 2s ؟

2s تزداد طاقة الغلاف الفرعي بازدياد قيمة n

- أي المستويين الفرعيين أقل طاقة 4d أم 5p ؟

مجموع القيم **(n + ℓ)** للمستوى **4d** تساوي (4 + 2 = 6)

مجموع القيم **(n + ℓ)** **5p** تساوي (5 + 1 = 6)

مجموع القيم **(n + ℓ)** متساوياً فالمستوى الفرعي **4d** الأقل طاقة هو لأنه أقل قيمة **(n)**

أي المستويين الفرعيين أقل طاقة 6p أم 5f ؟

مجموع القيم **(n + ℓ)** للمستوى **6p** تساوي (6 + 1 = 7)

مجموع القيم **(n + ℓ)** **5f** تساوي (5 + 3 = 8)

المستوى الفرعي **6p** الأقل طاقة

مهم : المستوى الفرعي الأقل طاقة يملأ بالإلكترونات أولاً

4d , 5p , 6s

ازدياد الطاقة

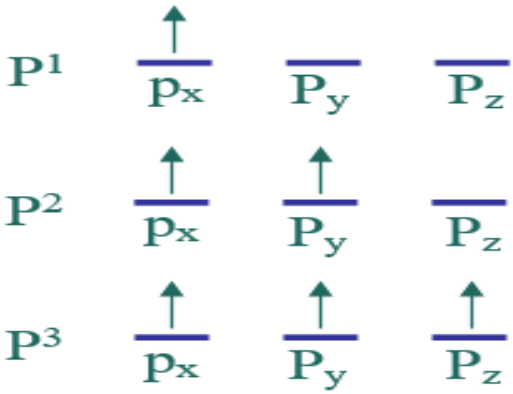
قاعدة هوند

- اذكر نص قاعدة هوند ؟

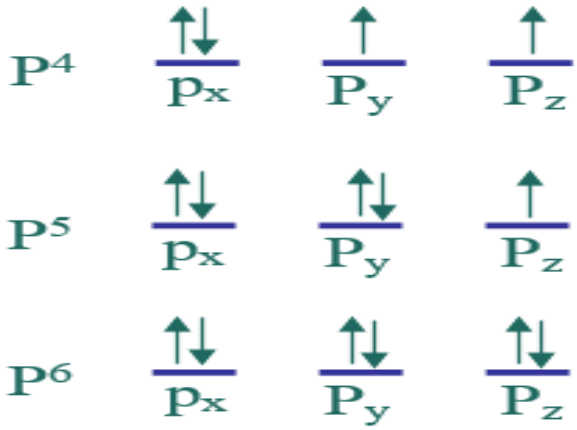
تنص على أن " توزع الإلكترونات بصورة منفردة على أفلاك المستوى الفرعي الواحد باتجاه الغزل نفسه ثم إضافة ما تبقى من إلكترونات إلى الأفلاك باتجاه مغزلي معاكس"

عند ملء أفلاك المستوى الفرعي p بالإلكترونات :

توزع منفردة على الأفلاك (p_x ، p_y ، p_z) في اتجاه الغزل نفسه



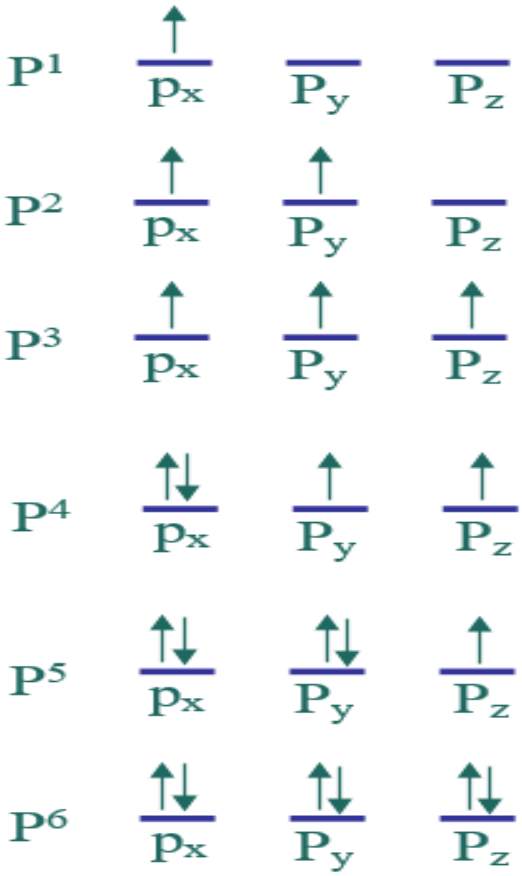
عند إضافة الإلكترون الرابع والإلكترون الخامس فإنها تضاف في اتجاه غزل معاكس



مهم : تطبق قاعدة هوند عند توزيع الإلكترونات على أفلاك المستويين الفرعيين d و f

***يحدد التوزيع الإلكتروني وفق قاعدة هوند عدد الإلكترونات المنفردة في أفلاك المستوى الفرعي الواحد :**

**** لاحظ الشكل الآتي ثم حدد الإلكترونات المنفردة في كل من الحالات الآتية :**



الحالة	P^1	P^2	P^3	P^4	P^5	P^6
عدد الإلكترونات المنفردة	1	2	3	2	1	0

ـ باستخدام قاعدة هوند بين كيف تتوزع خمسة إلكترونات في أفلاك p ، ثم بين عدد الإلكترونات المنفردة فيها ؟

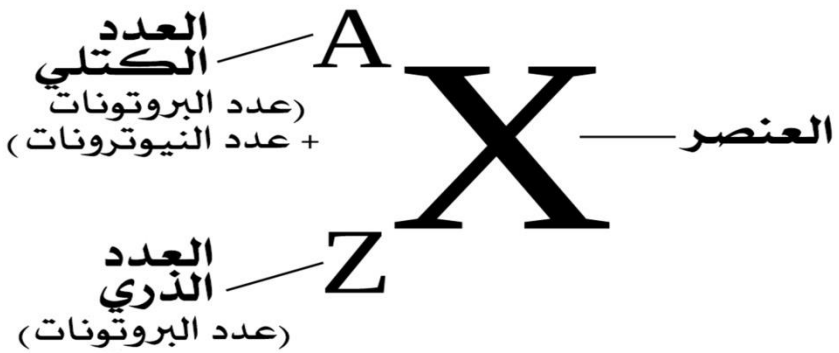
ـ باستخدام قاعدة هوند بين كيف تتوزع ثمانية إلكترونات في أفلاك d ، ثم بين عدد الإلكترونات المنفردة فيها ؟

\

قواعد التوزيع الإلكتروني لأي عنصر

1- عدد الإلكترونات التي يتم توزيعها على مدارات الذرة المتعادلة يساوي العدد الذري للذرة

رمز العنصر الكيميائي



2- تطبيق قاعدة هوند عند توزيع الإلكترونات على المستويات الفرعية

3- عند توزيع الإلكترونات على المدارات تملأ المدرارات بدءاً من المدار الأقل طاقة إلى الى المدار الأعلى طاقة

مدارس أكاديمية التميز التربوية

<u> دلالة الرموز والأرقام في التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين :</u>**

$$_1H : 1s^1$$

<u>من الشكل الآتي نلاحظ ما يلي :</u>

طريقة التوزيع الإلكتروني حيث نبدأ من (1s) ثم (2s) ثم (2p) ثم (3s) و هكذا .....

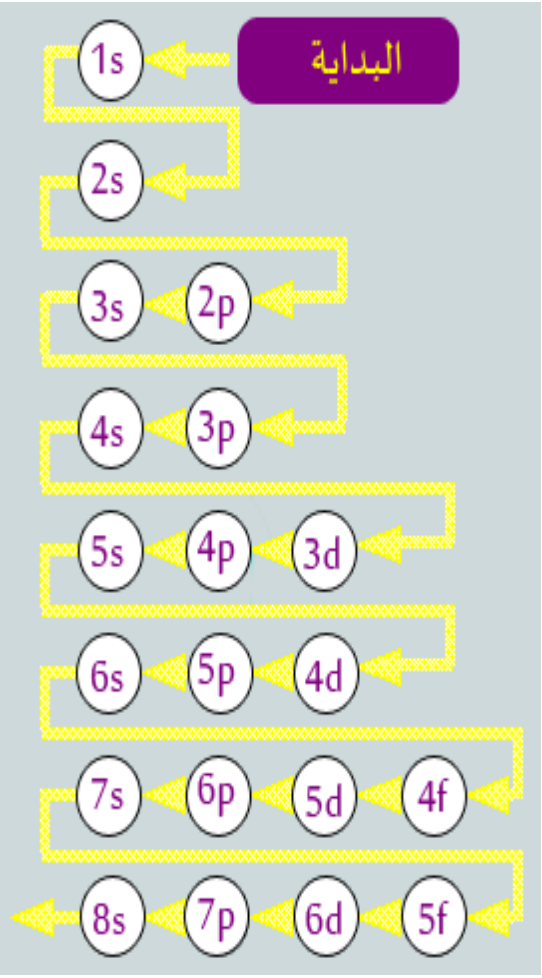
<u>حيث أن :</u>

** المدار **s** يستوعب إلكترونين

** المدار **p** يستوعب **(6)** إلكترونات

** المدار **d** يستوعب **(10)** إلكترونات

** المدار **f** يستوعب **(14)** إلكترونات



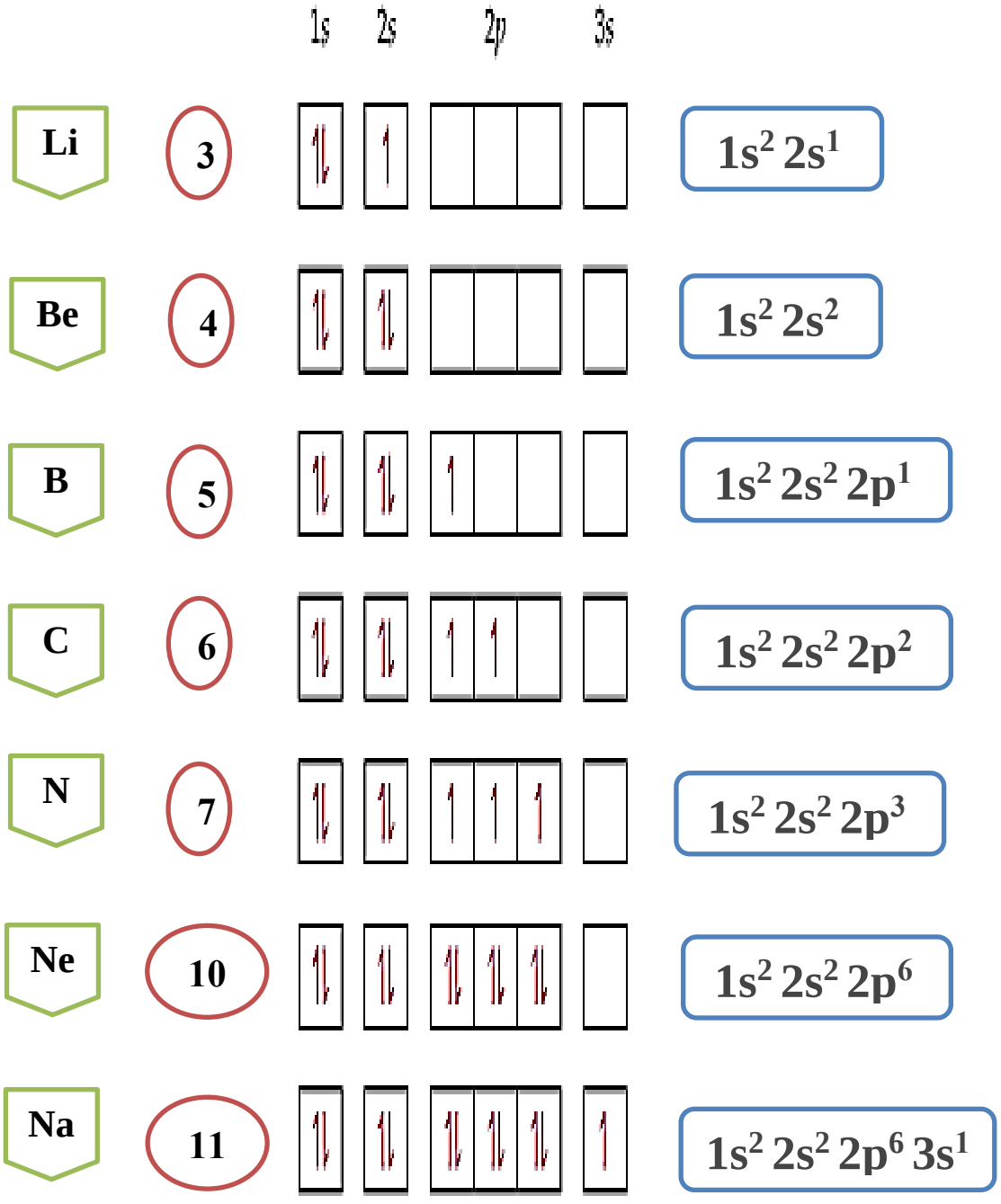
التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية :

$_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

$_{54}Xe$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2 4d^{10}\ 5p^6$

$_{79}Au$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1\ 4f^{14}\ 6d^{10}$



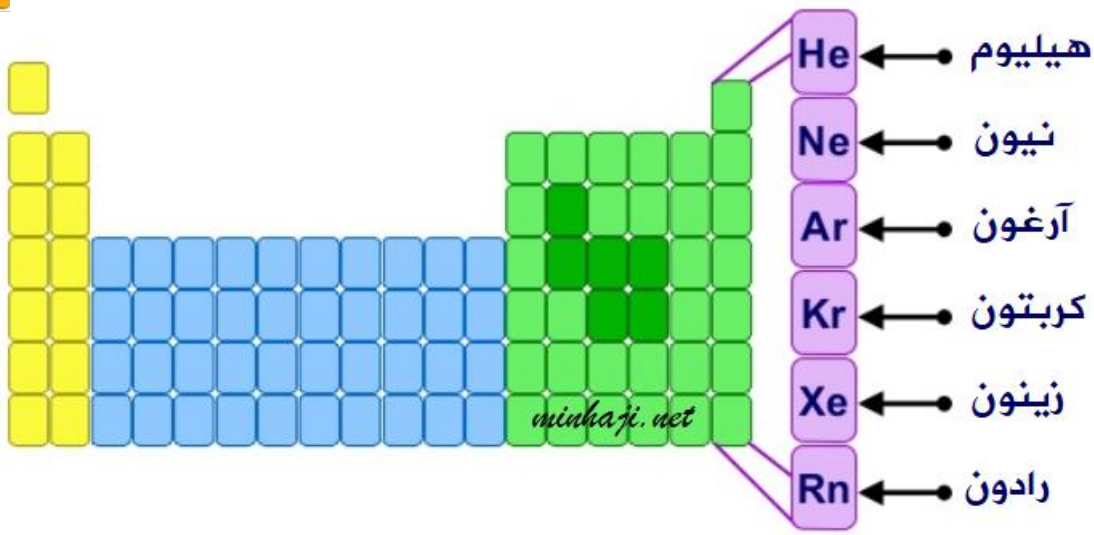
التوزيع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل

ـ عرف الغازات النبيلة ؟

هي عناصر المجموعة الثامنة **(VIIIA)** في الجدول الدوري وهي خاملة كيميائياً (غير نشطة) مستقرة إلكترونياً أي لا تميل لفقد أو اكتساب إلكترونات في الظروف العادية

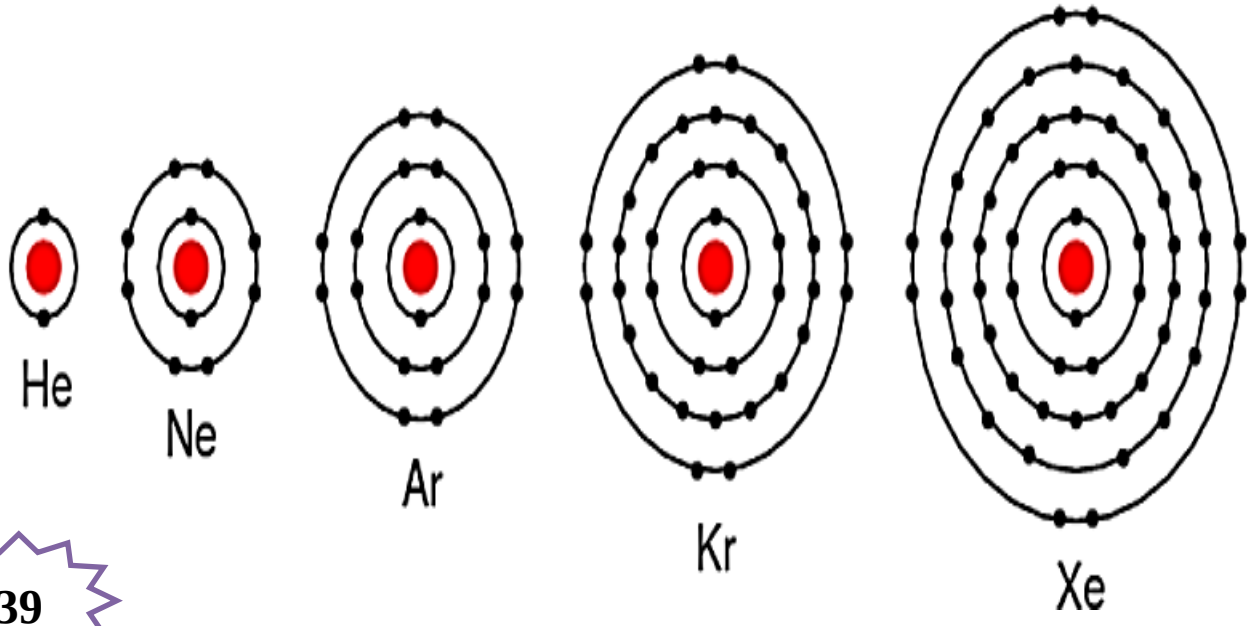
مدارس أكاديمية التميز التربوية

** تشمل المجموعة الثامنة العناصر الآتية الموضحة في الشكل الآتي :



**** التركيب الإلكتروني لعناصر الغازات النبيلة :**

تمتاز ذرات الغازات النبيلة بأن غلافها الأخير ممتلئ بالإلكترونات أي تحتوي على (8) إلكترونات في الغلاف الأخير ، باستثناء الهيليوم الذي يحتوي على إلكترونين في غلافه الأخير



قاعدة التوزيع الإلكتروني

يتم استبدال توزيع إلكترونات المستويات الداخلية ليحل محله رمز الغاز النبيل الذي يماثلها في التوزيع

**** الجدول التالي يمثل التوزيع الإلكتروني لعدد من الغازات النبيلة :**

العنصر النبيل	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
الهيليوم	He	2	$1s^2$
النيون	Ne	10	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
الأرغون	Ar	18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
الكربتون	Kr	36	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

- وزع إلكترونياً العناصر الآتية بدلالة الغاز النبيل ؟

$_{9}F$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ ⟹ $_{9}F$: $[He]\ 2s^2\ 2p^5$

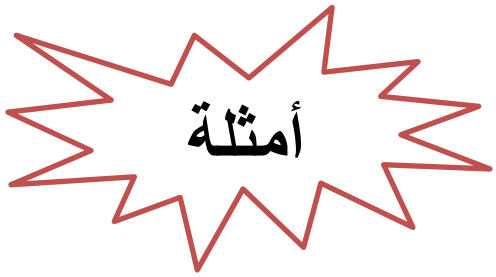
$_{12}Mg$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2$ ⟹ $_{12}Mg$: $[Ne]\ 3s^2$

$_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2\ 3p^3$ ⟹ $_{15}P$: $[Ne]\ 3s^2 3p^3$

$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6 3s^2\ 3p^6 4s^1$ ⟹ $_{19}K$: $[Ar]\ 4s^1$

استثناءات قاعدة أوفباو

المستوى الفرعي d النصف ممتلئ { أي به **(5)** إلكترونات} أو الممتلئ { أي به **(10)** إلكترونات} يكون أكثر استقراراً من المستوى الفرعي **(s)** التالي له



$_{29}Cu$: $[Ar]\,4s^1\,3d^{10}$ ✓

$_{29}Cu$: $[Ar]\,4s^1\,3d^9$ ✗

$_{24}Cr$: $[Ar]\,4s^1\,3d^5$ ✓

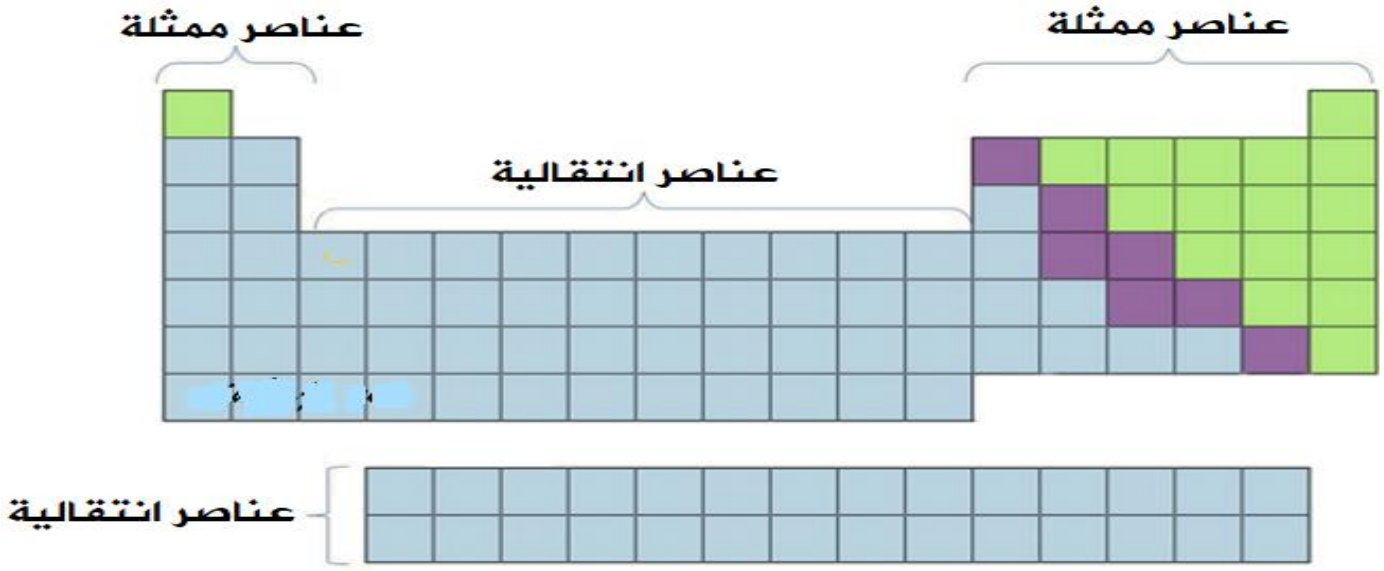
$_{29}Cr$: $[Ar]\,4s^2\,3d^4$ ✗

**** الجدول التالي يمثل التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر :**

اسم العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
التيتانيوم	Ti	22	$[Ar]\,4s^2\,3d^2$
الفيدانيوم	Va	23	$[Ar]\,4s^2\,3d^3$
الكروم	Cr	24	$[Ar]\,4s^1\,3d^5$
المنغنيز	Mn	25	$[Ar]\,4s^2\,3d^5$
الحديد	Fe	26	$[Ar]\,4s^2\,3d^6$
الكوبالت	Co	27	$[Ar]\,4s^2\,3d^7$
النيكل	Ni	28	$[Ar]\,4s^2\,3d^8$
النحاس	Cu	29	$[Ar]\,4s^1\,3d^{10}$
الزنك	Zn	30	$[Ar]\,4s^2\,3d^{10}$
الجاليوم	Ga	31	$[Ar]\,4s^2\,3d^{10}4p^1$

الجدول الدوري

: هو تنظيم للعناصر يسهل دراستها والتنبؤ بخصائصها وسلوكها وهو مرتب في خطوط أفقية وعمودية.



مدارس أكاديمية التميز التربوية

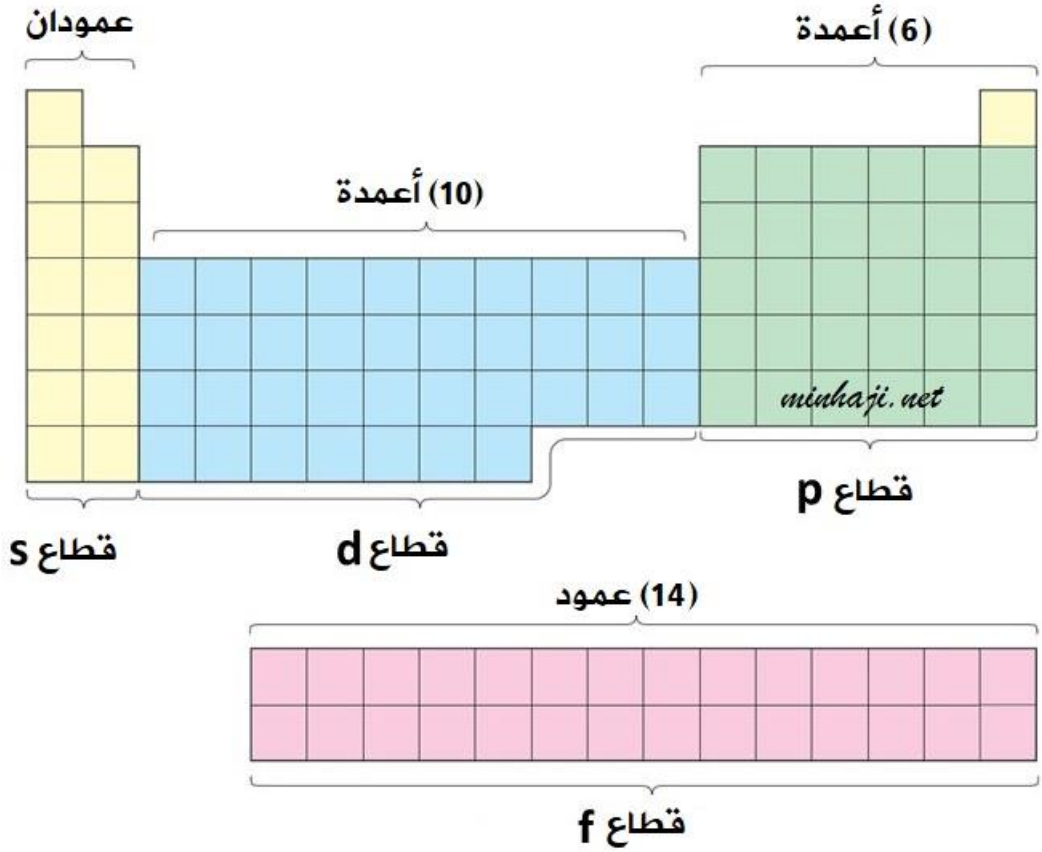
تصنيف العناصر في الجدول الدوري

- **العناصر الممثلة (A)**
  - تضم (8) مجموعات رئيسة
    - هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالغلافين الفرعيين s أو p
- **العناصر الانتقالية (B)**
  - تضم (10) مجموعات فرعية
    - عناصر انتقالية رئيسة
      - هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالغلاف الفرعي d
    - عناصر انتقالية داخلية
      - هي العناصر التي ينتهي توزيعها الإلكتروني بالغلاف الفرعي f

مدارس أكاديمية التميز التربوية

** الجدول الدوري يتألف من أربعة قطاعات

** الشكل التالي يمثل القطاعات التي يتألف منها الجدول الدوري :



القطاع s : ☺

1- يتكون من عمودين

2- السعة القصوى للغلاف s (2) إلكترون

القطاع p : ☺

1- يتكون من (6) أعمدة

2- السعة القصوى للغلاف p (6) إلكترونات

القطاع d : ☺

1- يتكون من (10) أعمدة

2- السعة القصوى للغلاف d (10) إلكترونات

القطاع f : ☺

1- يتكون من (14) أعمدة

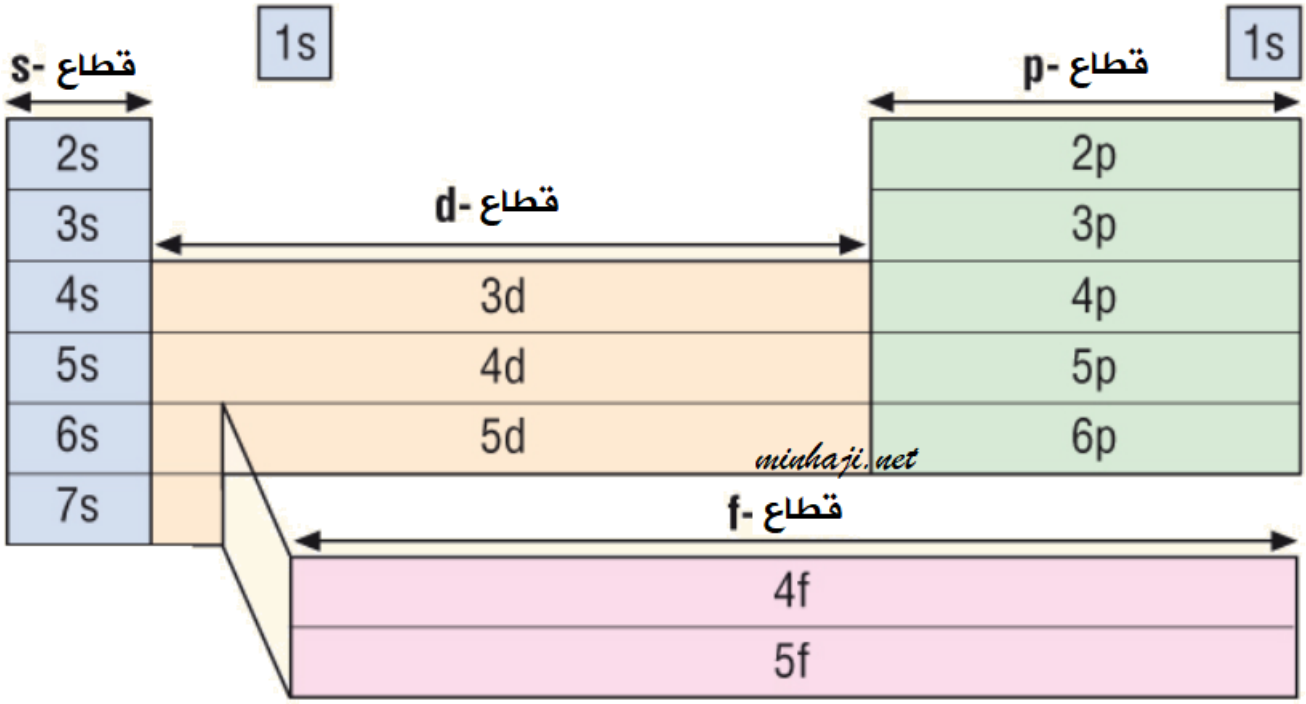
2- السعة القصوى للغلاف f (14) إلكترونات

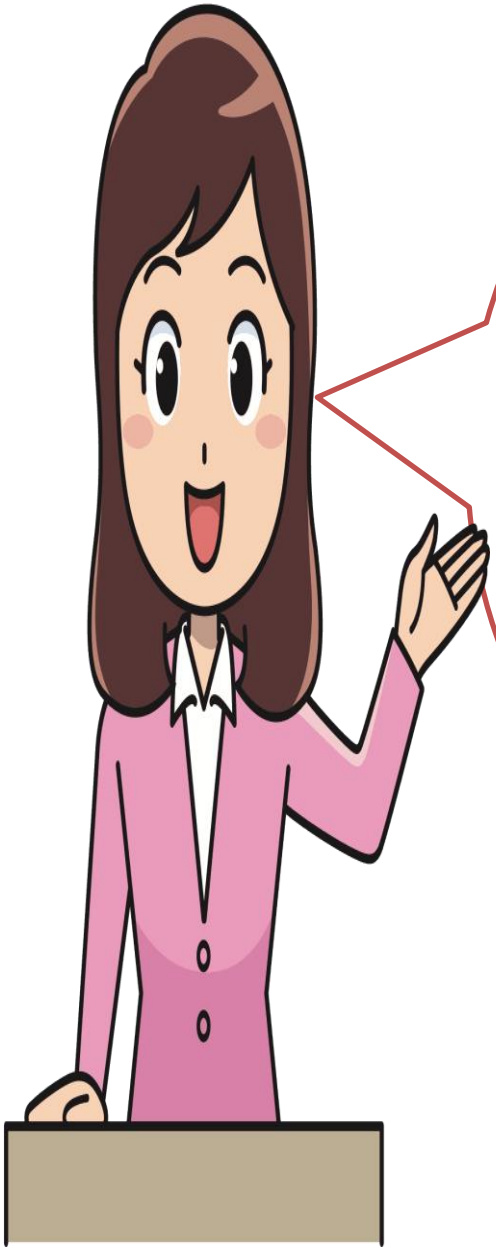
– عرف المجموعة ؟

هو الخط العامودي في الجدول الدوري

– عرف الدورة ؟

هو الخط الأفقي في الجدول الدوري





** العناصر التي تقع في **الدورة الأولى**
ينتهي توزيعها بالغلاف **1s**

** العناصر التي تقع في **الدورة الثانية**
ينتهي توزيعها بالغلاف **2s** أو **2p**

** العناصر التي تقع في **الدورة الثالثة**
ينتهي توزيعها بالغلاف **3s** أو **3p**

** العناصر التي تقع في **الدورة الرابعة**
ينتهي توزيعها بالغلاف **4s** أو **3d** أو **4p**

العناصر التي تقع في **الدورة الخامسة
ينتهي توزيعها بالغلاف **5s** أو **4d** أو **5p**

مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

العناصر الممثلة (A)

هي مجموعة من العناصر التي تضم عناصر المجموعات ذات الأرقام (1 ، 2 ، 3 ، 4 ، 5 ، 6 ، 7 ، 8) في الجدول الدوري وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي s أو p

**** تمثل مجموعات العناصر الممثلة (A) بالأرقام اللاتينية :**

المجموعة الأولى : IA

المجموعة الثانية : IIA

المجموعة الثالثة (13) : IIIA

المجموعة الرابعة (14) : IVA

المجموعة الخامسة (15) : vA

المجموعة السادسة (16) : VIA

المجموعة السابعة (17) : VIIA

المجموعة الثامنة (18) : VIIIA

تمثل مجموعات العناصر الممثلة (A) بالأرقام (1 ، 2 ، 13 -18)

أو بالأرقام اللاتينية

العناصر الانتقالية (B)

هي عناصر تقع وسط الجدول الدوري وينتهي توزيعها الإلكتروني بالمستوى الفرعي d أو f

عناصر انتقالية رئيسة

1- تتكون من (10) مجموعات في الجدول الدوري
2- ينتهي توزيعها الإلكتروني بالغلاف الفرعي d

عناصر انتقالية داخلية

1- تتكون من (14) مجموعات في الجدول الدوري
2- ينتهي توزيعها الإلكتروني بالغلاف الفرعي f

- كيف يتم تحديد رقم الدورة للعناصر في الجدول الدوري؟

1- نوزع إلكترونياً

2- يتم تحديد أعلى عدد كم رئيس **(n)** في التوزيع الإلكتروني

ويكون هو **رقم الدورة**

ولاء شعواطة

أمثلة

$_{9}F: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

يقع الفلور في الدورة الثانية

$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

يقع البوتاسيوم في الدورة الرابعة

$_{7}N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

يقع النتروجين في الدورة الثانية

$_{13}Al: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

يقع الألمنيوم في الدورة الثالثة

مدارس أكاديمية التميز التربوية

- كيف يتم تحديد رقم المجموعة للعنصر الممثل (A) ؟

1- نوزع إلكترونياً

2- يتم جمع إلكترونات آخر مستوى رئيس **(n)** "المستويات التي تمتلك أعلى n" وتسمى **إلكترونات التكافؤ** ويكون هو **رقم المجموعة**

أمثلة

$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

يقع المغنيسيوم في المجموعة الثانية (IIA)

$_{16}S: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

يقع الكبريت في المجموعة السادسة (VIA)

$_{3}Li: 1s^2\ 2s^1$

يقع الليثيوم في المجموعة الأولى (IA)

$_{17}CL: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

يقع الكلور في المجموعة السابعة (VIIA)

- كيف يتم تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي ؟

رقم المجموعة = إلكترونات $s_{(n)}$ + إلكترونات $d_{(n-1)}$

* إذا كان مجموع الإلكترونات من **(3)** إلى **(7)** يكون **رقم المجموعة** هو نفسه **مجموع الإلكترونات**

$_{24}Cr: [Ar]\ 4s^1\ 3d^5$

يقع الكروم في المجموعة السادسة (6B)

* إذا كان مجموع الإلكترونات من **(8)** إلى **(10)** يكون **رقم المجموعة** هو **(8B)**

$_{28}Ni: [Ar]\ 4s^2\ 3d^8$

يقع النيكل في المجموعة الثامنة (8B)

* إذا احتوى **الغلاف الفرعي d (10)** إلكترونات يكون **رقم المجموعة** هو نفسه عدد إلكترونات **الغلاف الفرعي s** فيكون رقم المجموعة إما **(1B)** أو **(2B)**

$_{29}Cu: [Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$

يقع النحاس في المجموعة (1B)

- عرف إلكترونات التكافؤ ؟ هي إلكترونات المستوى الخارجي للذرة

التوزيع الإلكتروني لأيونات العناصر

- عرف الأيون ؟

هو ذرة تحمل شحنة موجبة أو سالبة نتيجة فقد أو كسب إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار

**** العناصر الممثلة :**

تميل ذرات العناصر إلى فقد أو كسب إلكترونات للوصول إلى توزيع يشابه توزيع العناصر النبيلة

- في حالة الأيون الموجب :

يكون فقد الإلكترونات من المستوى الخارجي

التوزيع الإلكتروني **لذرة الصوديوم** ⟸ $_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

التوزيع الإلكتروني **لأيون الصوديوم** ⟸ $_{11}Na^{+}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

- في حالة الأيون السالب:

يكون إضافة الإلكترونات إلى المستوى الخارجي

التوزيع الإلكتروني **لذرة الكلور** ⟸ $_{17}CL: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

التوزيع الإلكتروني **لأيون الكلور** ⟸ $_{17}CL^{-}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

**** العناصر الانتقالية :**

جميع العناصر الانتقالية تنتمي للفلزات وهي بذلك تميل لفقد إلكترونات وليس للكسب

- يتم فقد الإلكترونات من المستوى الفرعي **s** الخارجي ثم من المستوى الفرعي **d**

التوزيع الإلكتروني لذرة الحديد ⟸ $_{26}Fe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^2}\ 3d^6$

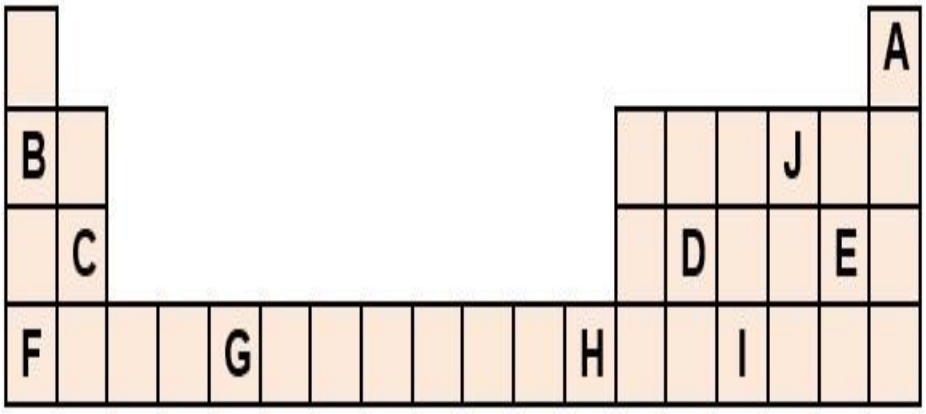
التوزيع الإلكتروني لأيون الحديد الثنائي ⟸ $_{26}Fe^{+2}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ 3d^6$

التوزيع الإلكتروني لأيون الحديد الثلاثي ⟸ $_{26}Fe^{+3}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \ 3d^5$

أسئلة

السؤال الأول :

الشكل الآتي يمثل جزءاً من الجدول الدوري ويتضمن رموزاً لبعض العناصر ادرس هذا الجدول ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



1- اكتب رمز عنصر ممثل ؟

2- اكتب رمز عنصر انتقالي ؟

3- ما رقم الدورة التي ينتمي إليها العنصر I ؟

4- ما رقم الدورة التي ينتمي إليها العنصر A ؟

5- ما رقم المجموعة التي ينتمي إليها العنصر H ؟

6- ما رقم المجموعة التي ينتمي إليها العنصر G ؟

7- ما العدد الذري لعنصر ينتمي لدورة C ومجموعة J ؟

8- أيهما أقرب في الخصائص للعنصر B العنصر C أم F؟

9- ما عدد الإلكترونات المنفردة للعنصر J ؟

10- ما عدد الإلكترونات المنفردة للعنصر B ؟

11- اكتب التركيب الإلكتروني للعنصر G ؟

12- اكتب التركيب الإلكتروني للعنصر E ؟

13- اكتب رمز عنصر انتقالي لا يحتوي إلكترونات منفردة ؟

14- اكتب التوزيع الإلكتروني للأيون C^{+2} ؟

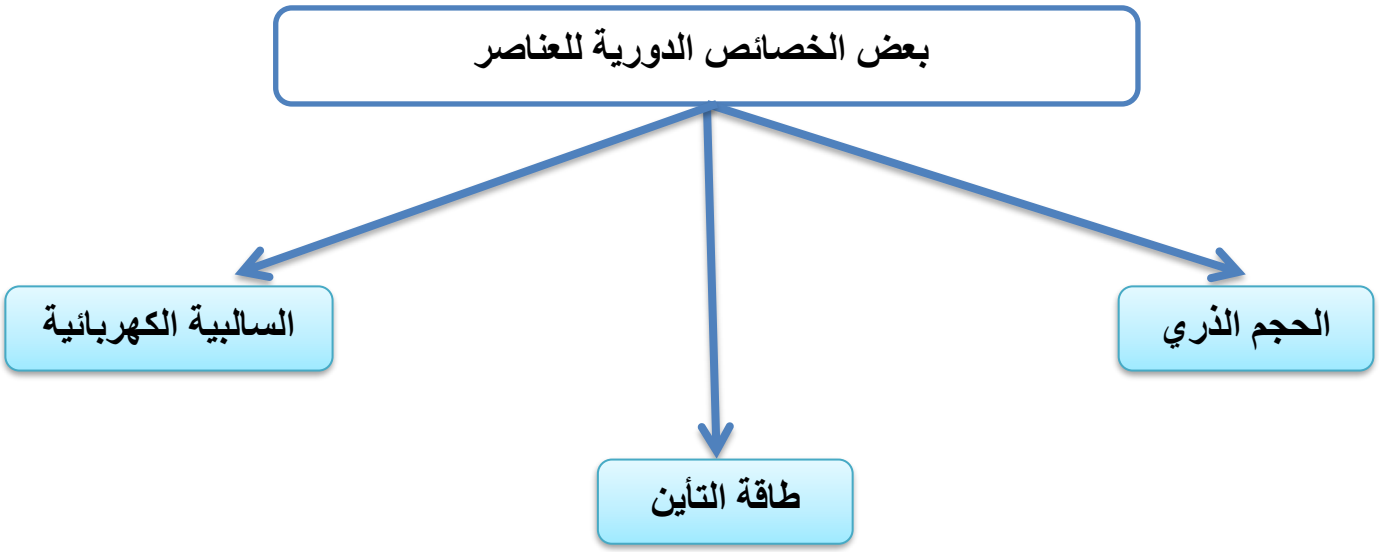
15- اكتب التوزيع الإلكتروني للأيون E^{-} ؟

مراجعة الدرس
صفحة (39)

الدرس الثاني

الخصائص الدورية للعناصر

** تتفاوت خصائص العناصر حسب الانتقال من **اليسار** إلى **اليمين** أو من **الأعلى** إلى **الأسفل**



الحجم الذري

ـ عرف الحجم الذري ؟

هو الفراغ الذي تتوزع فيه إلكترونات الذرة ويقاس بالاعتماد على نصف القطر الذري أو نصف القطر التساهمي

ـ عرف نصف القطر الذري ؟

هو نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز

ـ عرف نصف القطر الذري ؟ (تعريف آخر)

هو نصف المسافة بين نواتي ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية

ـ اذكر وحدة قياس نصف القطر الذري ؟ بيكو متر

ـ عدد العوامل المؤثرة على نصف القطر والحجم الذري ؟

1- عدد الكم الرئيس (n) 2- شحنة النواة الفعالة

ـ علل يزداد نصف القطر الذري والحجم الذري عند زيادة العدد الذري بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة ؟

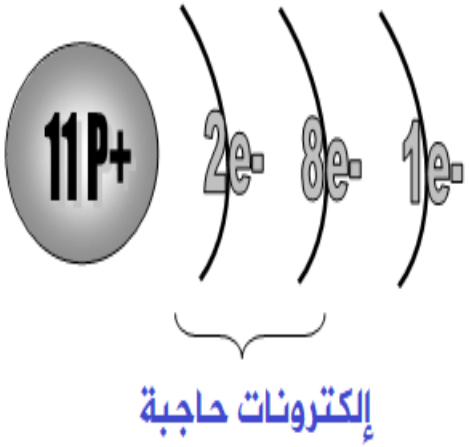
بسبب زيادة رقم المستوى الخارجي **(n)** مع بقاء تأثير جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي ثابتاً مما يزيد من بعد الإلكترونات الخارجية عن النواة

ـ عرف شحنة النواة الفعالة ؟

هي القدرة الفعلية للنواة الموجبة على جذب إلكترونات التكافؤ بعد تأثير الإلكترونات الحاجبة

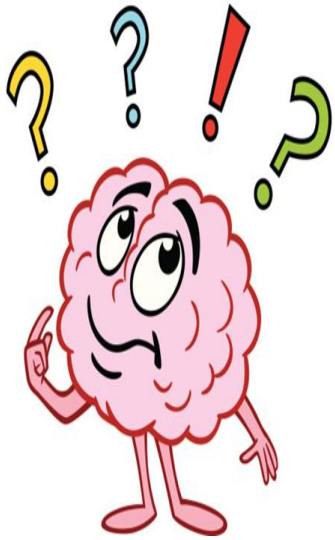
ـ علل الإلكترونات في الغلاف الخارجي لا تتأثر بكل الشحنة الموجبة للنواة ؟

لأن إلكترونات المستويات الداخلية تقوم بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الإلكترونات الخارجية



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

إلكترونات حاجبة



الإلكترون في الغلاف الخارجي لذرة الصوديوم يفصله عن النواة (10) إلكترونات في الأغلفة الداخلية وتقوم هذه الإلكترونات العشرة بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الإلكترون الخارجي لذا تكون شحنة النواة الموجبة التي تتأثر بها الإلكترونات الخارجية أقل من الشحنة الحقيقة للنواة

- علل يقل نصف القطر الذري والحجم الذري بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة ؟

لأنه عند الانتقال من اليسار إلى اليمين تزداد شحنة النواة الفعالة بزيادة العدد الذري مما يزيد من تأثير جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيزداد اقترابها من النواة

- يقل الحجم الذري في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري ؟

لأن زيادة العدد الذري في الدورة الواحدة يؤدي إلى زيادة عدد البروتونات مع ثبات عدد إلكترونات المستويات الداخلية الحاجبة

- علل شحنة النواة الفعالة ثابتة تقريباً لعناصر المجموعة الواحدة ؟

لأن ازدياد عدد البروتونات في النواة يقابلها زيادة مماثلة في عدد الإلكترونات الحاجبة

- أي الذرتين أكبر حجماً $_{11}Na$ أو $_{3}Li$ ؟

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

$_{3}Li: 1s^2\ 2s^1$

يقع الصوديوم **(Na)** في المجموعة **الأولى** (IA) و الدورة **الثالثة**

يقع الليثيوم **(Li)** في المجموعة **الأولى** (IA) و الدورة **الثانية**

الذرتين تقعان في نفس المجموعة ويختلفوا برقم الدورة وعند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل

يزداد الحجم الذري أي ذرة **"Na"** أكبر حجماً

- أي الذرتين أكبر حجماً $_{12}Mg$ أو $_{13}AL$ ؟

$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

$_{13}AL: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

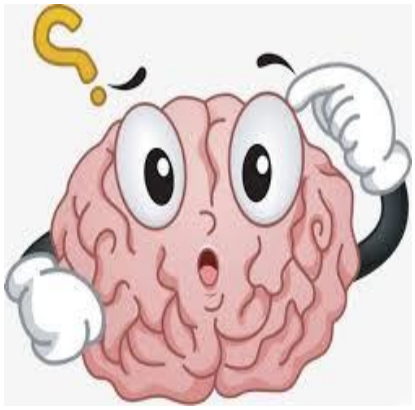
يقع المغنيسيوم **(Mg)** في المجموعة **الثانية** (IIA) و الدورة **الثالثة**

يقع الألمنيوم **(AL)** في المجموعة **الثالثة** (IIIA) و الدورة **الثالثة**

الذرتين تقعان في نفس الدورة ويختلفوا برقم المجموعة

وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين

يقل الحجم الذري أي ذرة **"Mg"** أكبر حجماً



- وضح أثر شحنة النواة الفعالة في حجوم ذرات العناصر $_{15}P$ أو $_{16}S$ ؟

$_{11}Na : [Ne]\ 3s^1$

$_{16}S : [Ne]\ 3s^2\ 3p^4$

الذرتان تقعان في **الدورة الثالثة**

تتساويان بعدد المستويات الرئيسة

تتساويان بعدد الإلكترونات الداخلية (الإلكترونات الحاجبة)

تختلفان بعدد البروتونات الموجبة في النواة

فبروتونات الصوديوم **(Na)** هي أقلها عدداً مما يعني أن الصوديوم أقلها قدرة على جذب إلكترونات المستوى الخارجي وأكبرها من حيث الحجم الذري

أما الكبريت **(S)** يملك العدد **الأكبر من البروتونات الموجبة** في النواة مما يزيد في جذب إلكترونات المستوى الخارجي فيقل الحجم الذري

الحجم الأيوني

- علل حجم الأيون الموجب أقل من ذرتها المتعادلة ؟

بسبب فقد الإلكترونات مما يؤدي إلى تقليل عدد مستويات الأيون الرئيسة وزيادة جذب النواة للإلكترونات في المستويات الخارجية

- حجم الأيون السالب أكبر من ذرتها المتعادلة ؟

بسبب كسب الإلكترونات مما يؤدي إلى زيادة عدد إلكترونات المستوى الخارجي وزيادة التنافر بين الإلكترونات

لا يتغير العدد الذري للعنصر
(عدد بروتوناته)
عندما يفقد أو يكتسب إلكتروناً
أو أكثر

- **أيهما أكبر حجماً $_{12}Mg$ أو $_{12}Mg^{+2}$ ، لماذا ؟**

$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

$_{12}Mg^{+2}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

التوزيع الإلكتروني **لذرة المغنيسيوم** ينتهي بالمستوى الرئيس الثالث ،

وعند فقد إلكترونين تتحول إلى **أيون موجب**

ويصبح عدد المستويات الرئيسة الممتلئة بالإلكترونات مستويين

وبالتالي **حجم أيون المغنيسيوم أصغر حجماً** من الذرة نفسها

أي ذرة المغنيسيوم أكبر حجماً

Since 1996
مدارس أكاديمية التميز التربوية

- **أقارن بين حجم ذرة النتروجين $_7N$ وحجم أيونها السالب $_7N^{-3}$ ؟**

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$_7N^{-3}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

يتبين أن **الذرة** و**أيونها السالب** يملك العدد نفسه من

المستويات الرئيسة (n)

وعدد إلكترونات المستوى الخارجي للأيون **يزداد**

نتيجة كسب الإلكترونات

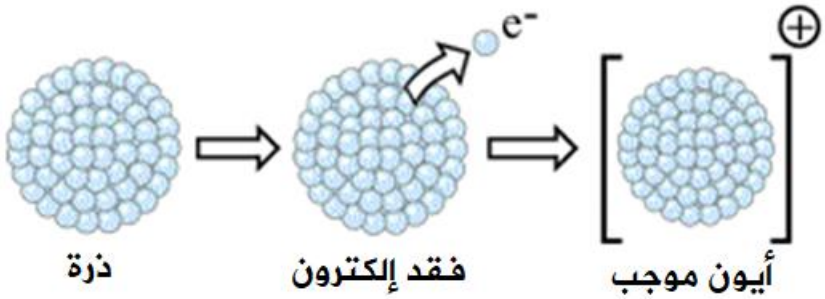
مما يؤدي إلى **زيادة التنافر** بينها وبالتالي **يزداد حجم الأيون**

أي **حجم أيون النتروجين أكبر حجماً** من الذرة نفسها

طاقة التأين

ـ عرف طاقة التأين ؟

هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الحالة الغازية للذرة أو الأيون



لكل عنصر عدد من طاقات التأين تساوي عدده الذري

فمثلاً الصوديوم عدده الذري (11) أي يملك (11) طاقة تأين

عدد طاقات التأين = العدد الذري للعنصر

ـ عرف طاقة التأين الأولى ؟

هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المتعادلة

**** يعبر عن طاقة التأين الأولى بالمعادلة الآتية :**

$$M_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

ـ عرف طاقة التأين الثانية ؟

هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الأحادي الموجب

**** يعبر عن طاقة التأين الثانية بالمعادلة الآتية :**

$$M^{+1}_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow M^{+2}_{(g)} + e^{-}$$

**** يعبر عن طاقة التأين الثالثة بالمعادلة الآتية :**

$$M^{+2}_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow M^{+3}_{(g)} + e^-$$

- عدد العوامل المؤثرة على طاقة التأين ؟

1- قوى التجاذب بين بروتونات النواة والإلكترونات

2- عدد الكم الرئيس (n)

3- شحنة النواة الفعالة

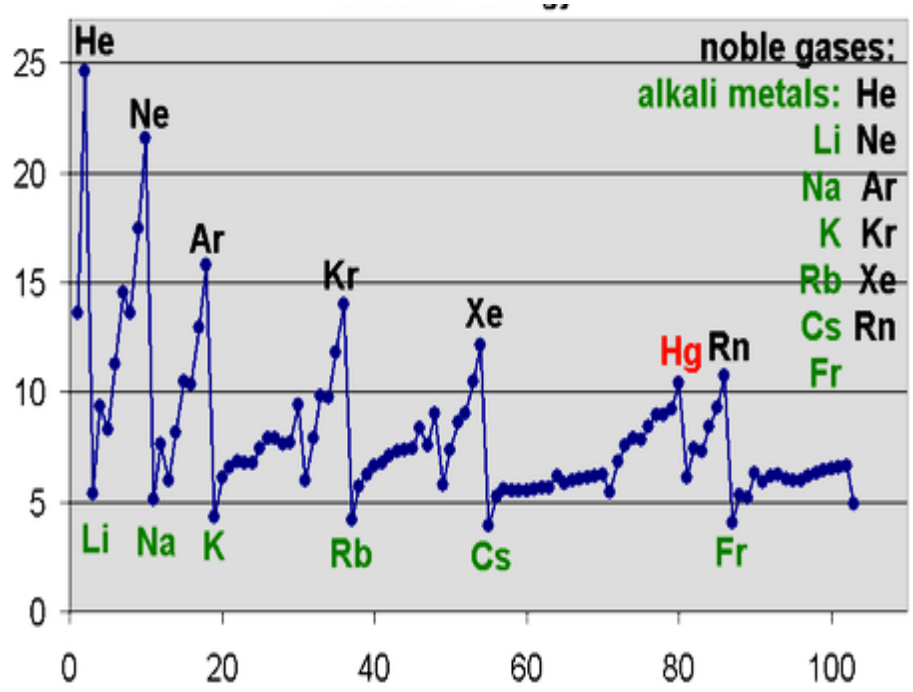
- علل كلما ازداد نصف القطر الذري قل مقدار طاقة التأين ؟

لأنه كلما ازداد نصف القطر الذري أصبحت الإلكترونات أبعد عن النواة وأقل ارتباطاً بها

- علل كلما ازدادت شحنة النواة الفعالة (مع بقاء عدد مستويات الطاقة ثابتاً) تزداد طاقة التأين ؟

لأنه كلما ازدادت شحنة النواة الفعالة ازداد جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي

**** الشكل الآتي يمثل قيم طاقة التأين لعدد من العناصر :**



يلاحظ من الشكل :

** زيادة قيم طاقة التأين للعناصر النبيلة مقارنة بذرات العناصر الأخرى

** زيادة قيم طاقة التأين في الدورة الواحدة عند زيادة العدد الذري للعنصر **بسبب** زيادة شحنة النواة الفعالة ونقصان الحجم

** انخفاض قيم طاقة التأين في المجموعة الواحدة عند الاتجاه من الأعلى إلى الأسفل **بسبب** زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسة

مهم :

ترتفع طاقة التأين للعنصر

$ط_1 < ط_2 < ط_3 < ط_4$ .....

بسبب زيادة جذب النواة للإلكترونات في الأيونات فكلما نزعنا إلكترون من الذرة أو الأيون قل الحجم وزادت طاقة التأين

وزارة التربية والتعليم والتعليم الفني

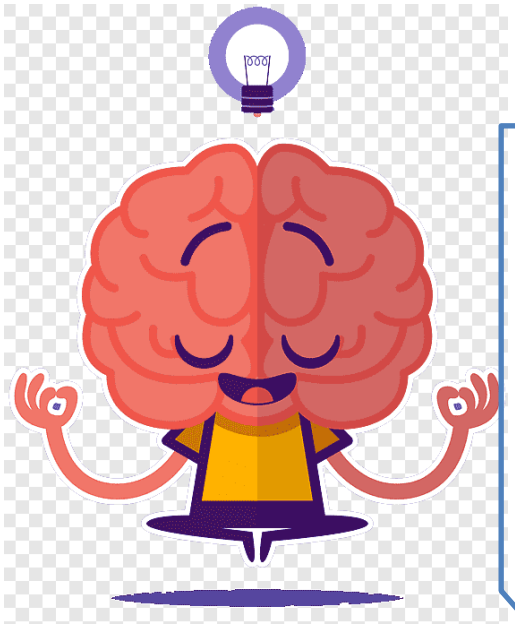
الألفة الإلكترونية

ـ عرف الألفة الإلكترونية ؟

هي مقدار التغير في الطاقة المقترن بإضافة إلكترون إلى الذرة المتعادلة في الحالة الغازية

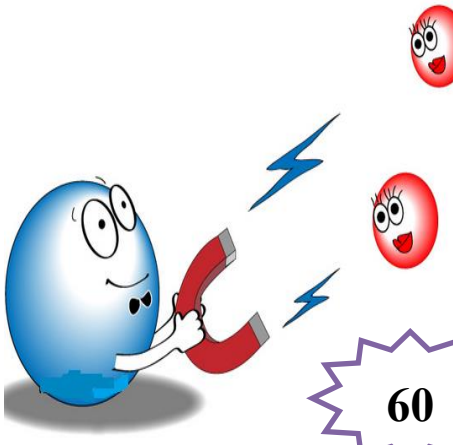
**** يعبر عن الألفة الإلكترونية بالمعادلة الآتية :**

$$M_{(g)} + e^- \longrightarrow M^-_{(g)} + \text{طاقة}$$



عند إضافة إلكترون إلى الذرة فإنه يدخل أحد مستويات الطاقة في الذرة ويخضع لقوة جذب النواة **فتقل طاقة وضعه** مما يسبب انبعاث مقدار معين من الطاقة فتتغير طاقة الذرة بوجه عام للوصول إلى الحد الأدنى من الطاقة وإلى **الحالة التي هي أكثر استقرارا**

السالبية الكهربائية



ـ عرف السالبية الكهربائية (الكهروسلبية)؟

هي قدرة الذرة على جذب الإلكترونات الرابطة إليها

ـ **علل لا توجد قيم كهرسلبية للغازات النبيلة ؟** لأنها لا تكون روابط

ـ ما تأثير نصف قطر الذرتين المكونتين للرابطة على السالبية الكهربائية ؟

كلما زاد نصف قطر الذرة قل انجذاب الإلكترونات المشتركة إليها ، مع العلم أن أصغر الذرات حجماً هي أكثرها قدرة على جذب الإلكترونات الرابطة

ـ ما العلاقة بين قيم السالبية الكهربائية والحجم الذري للعنصر ؟

العلاقة عكسية ، فكلما زاد الحجم الذري قلت الكهرسلبية

مهم :

**** تزداد الكهرسلبية في الدورة الواحدة بالاتجاه من اليسار إلى اليمين**

**** تقل الكهرسلبية في المجموعة الواحدة بالاتجاه من الأعلى إلى الأسفل**

***** أعلى الذرات كهرسلبية في الجدول الدوري F > O > N > CL**

ـ أي الذرات تملك أعلى قيم كهرسلبية $_{18}C$, $_{16}B$, $_{12}A$ ؟

يتم استبعاد ذرة $_{18}C$ لأنها تمثل غاز نبيل وليس له قيم كهرسلبية

$_{12}A: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

$_{16}B: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

الذرة $_{12}A$ تقع في المجموعة الثانية (IIA) ، الذرة $_{16}B$ تقع في المجموعة السادسة (VIA)

الذرتان تقعان في **نفس الدورة (الثالثة)**

وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين ضمن الدورة الواحدة **تزداد الكهرسلبية**

أي أن الذرة $_{16}B$ أعلى كهرسلبية

ـ أي الذرتين أعلى كهرسلبية $_{7}N$, $_{15}P$ ؟

$_{7}N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$_{15}P: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

الذرتان تقعان في **نفس المجموعة (VA)**

الذرة $_{7}N$ تقع في الدورة الثانية ، الذرة $_{15}P$ تقع في الدورة الثالثة

وعند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل ضمن المجموعة الواحدة **تقل الكهرسلبية**

أي أن الذرة $_{15}P$ أقل كهرسلبية

- يزداد العدد الذري
- تزداد شحنة النواة الفاعلة
- يقل نصف القطر الذري
- يقل الحجم الذري
- تزداد الكهرسلبية

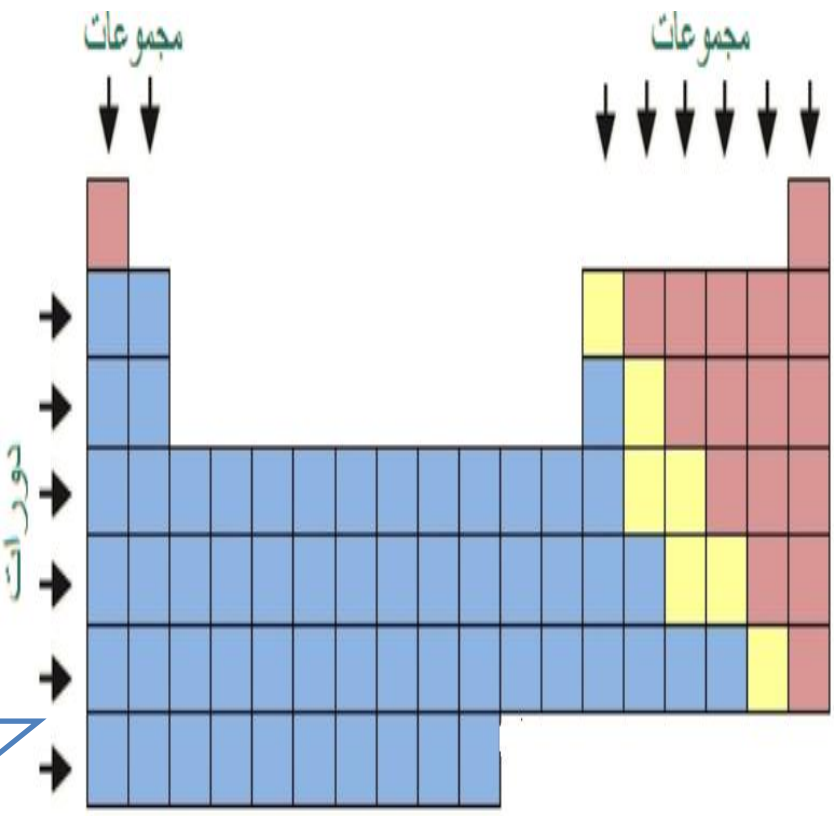
اليمين

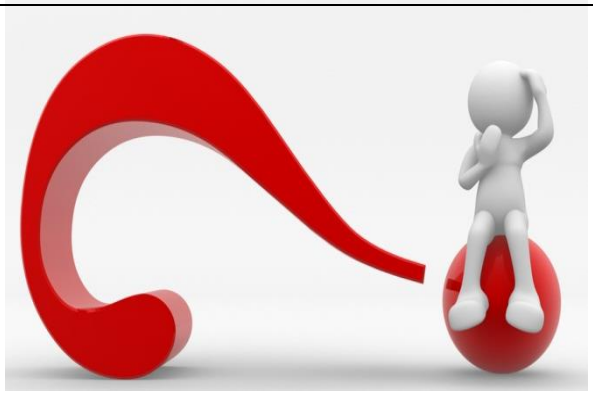
اليسار

الأعلى

الأسفل

- يزداد العدد الذري
- شحنة النواة الفاعلة ثابتة
- يزداد نصف القطر الذري
- يزداد الحجم الذري
- تقل الكهرسلبية





سؤال & جواب

السؤال الأول : ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة :

1- أي الأيونات الآتية لها أكبر حجم أيوني :

أ- $_{9}F^{-}$ ب- $_{8}O^{-2}$ ج- $_{7}N^{-3}$

2- أي الأيونات الآتية لها أصغر حجم أيوني :

أ- $_{12}Mg^{+2}$ ب- $_{11}Na^{+1}$ ج- $_{6}C^{-4}$

3- أي الذرات الآتية أكبر حجماً من ذرة الكبريت $_{16}S$:

أ- $_{19}K$ ب- $_{11}Na$ ج- $_{18}Ar$

4- في الدورة الواحدة ، أي الصفات الآتية تقل بزيادة العدد الذري :

أ- نصف القطر الذري ب- الحجم الذري ج- (أ + ب)

5- في المجموعة الواحدة ، أي الصفات الآتية تزداد بزيادة العدد الذري :

أ- الكهرسلبية ب- الحجم الذري ج- شحنة النواة الفاعلة

6- أي العبارات الآتية صحيحة :

أ- لا توجد قيم كهرسلبية للغازات النبيلة

ب- قيم الكهرسلبية للغازات النبيلة عالية

ج- قيم الكهرسلبية للغازات النبيلة قليلة

مراجعة الدرس
صفحة (49)

مراجعة الوحدة

صفحة (52)

الوحدة الثالثة : المركبات والروابط الكيميائية

الدرس الأول

الروابط الكيميائية وأنواعها

- عرف تركيب لويس ؟

هي تمثيل نقطي لإلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية حيث يرمز لكل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر

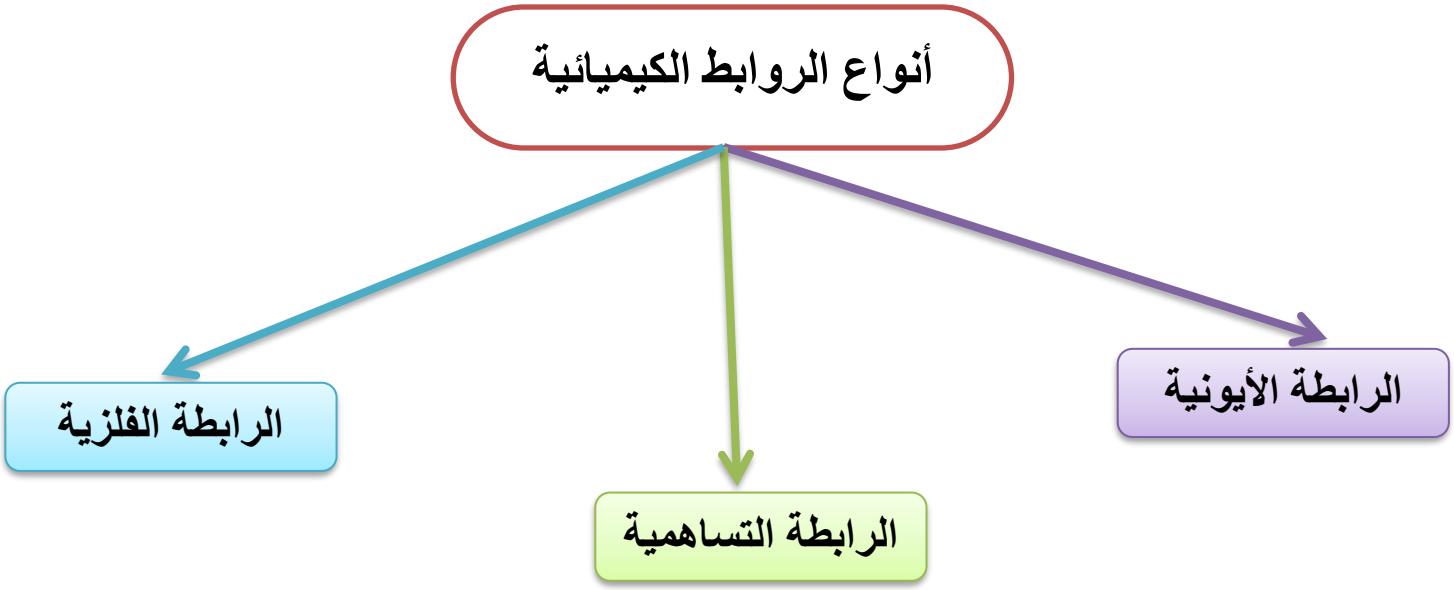
**** الجدول التالي يمثل التوزيع الإلكتروني وتركيب لويس لبعض العناصر :**

العنصر	العدد الذري	المجموعة	التوزيع الإلكتروني	تركيب لويس
الهيدروجين	1	IA	$1s^1$	$H\cdot$
الليثيوم	3	IA	$1s^2\ 2s^1$	$Li\cdot$
البيلريوم	4	IIA	$1s^2\ 2s^2$	$\cdot Be\cdot$
البورون	5	IIIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	$\cdot\dot{C}\cdot$
الكربون	6	IVA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	$\cdot\dot{B}\cdot$
النتروجين	7	VA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$\cdot\ddot{N}\cdot$
الأكسجين	8	VIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$:\ddot{O}\cdot$
الفلور	9	VIIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$:\ddot{F}\cdot$

ـ عرف الرابطة الكيميائية ؟

هي قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للإلكترونات أو اكتسابها أو المشاركة بها مع ذرة أخرى أو عدة ذرات

ترتبط الذرات ببعضها عن طريق فقد أو كسب أو المشاركة في الإلكترونات حتى تصبح لها تركيب إلكتروني مشابه للتركيب الإلكتروني للغاز النبيل (مستقرة)

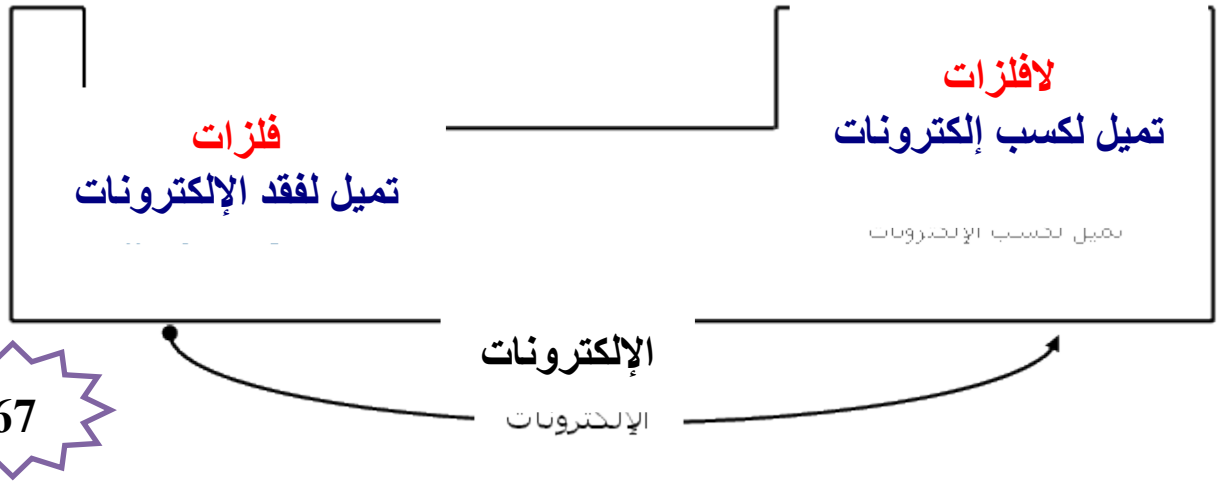


الرابطة الأيونية

ـ عرف الرابطة الأيونية ؟

هي القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات

**** تنشأ الرابطة الأيونية بين أيون فلز موجب مع أيون لافلز سالب**

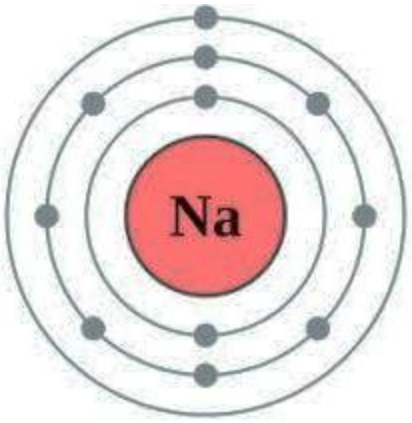


مدارس أكاديمية التميز التربوية

- تصبح الفلزات أيونات موجبة بعد فقدان الإلكترونات(+)
- تصبح اللافلزات أيونات سالبة بعد كسب الإلكترونات(-)
- التجاذب الذي يحصل بين أيون الفلز الموجب وأيون اللافلز الرابطة الأيونية.

**** الرابطة الأيونية في مركب كلويد الصوديوم NaCL :**

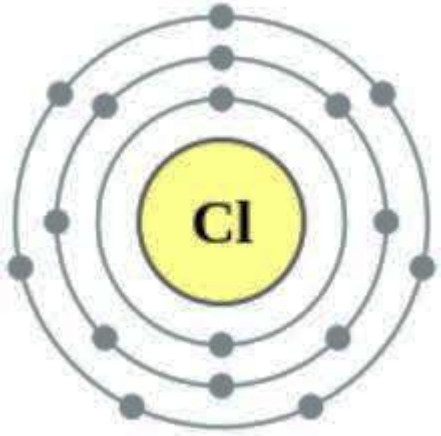
$_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$



تحتوي ذرة الصوديوم المتعادلة على إلكترون واحد في غلافها الأخير لذلك تميل لفقد إلكترون للوصول إلى حالة الاستقرار وتكوين أيون موجب ذو التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز النيون النبيل المستقر

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

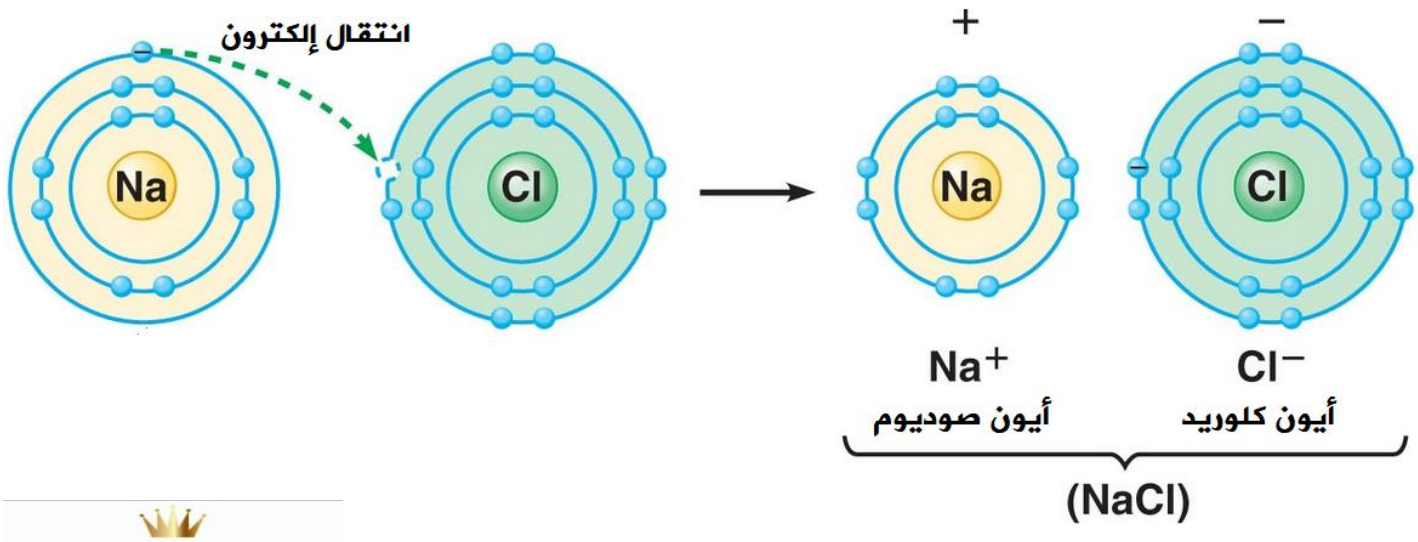
$_{17}CL: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$



تحتوي ذرة الكلور المتعادلة على سبعة إلكترونات في غلافها الأخير لذلك تميل لكسب إلكترون للوصول إلى حالة الاستقرار وتكوين أيون سالب ذو التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز الأرجون النبيل المستقر

$_{17}CL^-: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

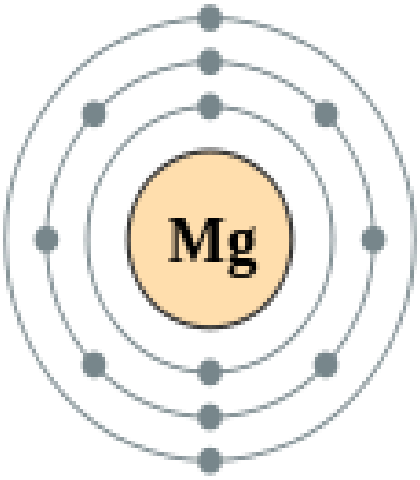
- وبعد أن يتكون أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلور السالب يتجاذب الأيونان وتنشأ بينهما رابطة أيونية



مدارس أكاديمية التميز التربوية

**** الرابطة الأيونية في مركب أكسيد المغنيسيوم MgO :**

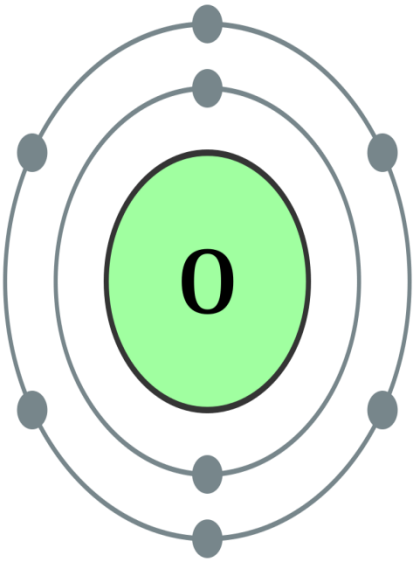
$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$



تحتوي ذرة المغنيسيوم المتعادلة على إلكترونين في غلافها الأخير لذلك تميل لفقد إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار وتكوين أيون ثنائي موجب ذو التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز النيون النبيل المستقر

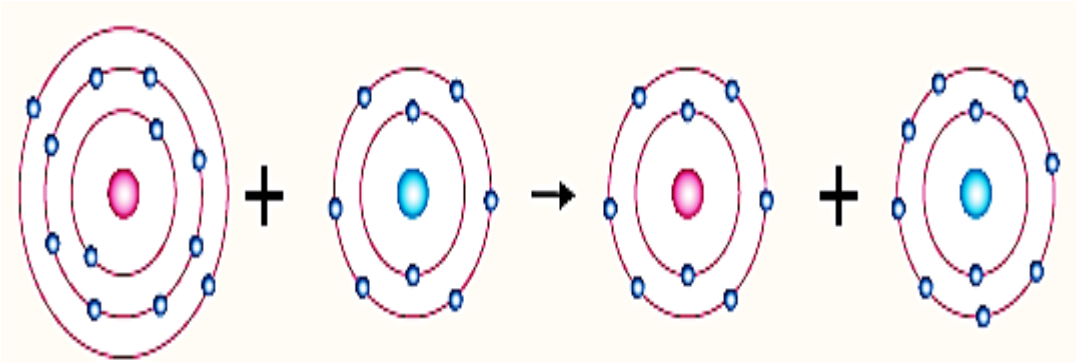
$_{12}Mg^{+2}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$_{8}O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$



تحتوي ذرة الأكسجين المتعادلة على ستة إلكترونات في غلافها الأخير لذلك تميل لكسب إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار وتكوين أيون ثنائي سالب ذو التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز النيون النبيل المستقر

$_{8}O^{-2}: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$



الرابطة التساهمية

ـ عرف الرابطة التساهمية ؟

هي الرابطة الكيميائية الناتجة من مشاركة ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية لزوج أو أكثر من الإلكترونات

ـ عرف المركبات التساهمية (الجزيئية) ؟ هي المركبات الناتجة عن الرابطة التساهمية

تسعون أصلة

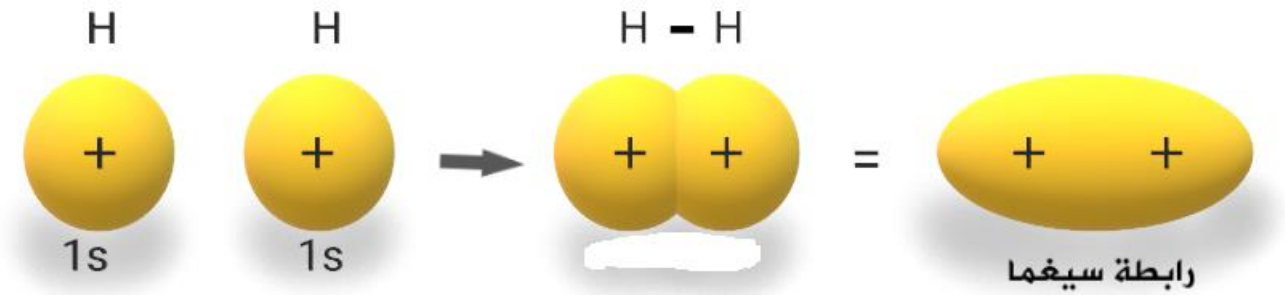
أنواع الرابطة التساهمية

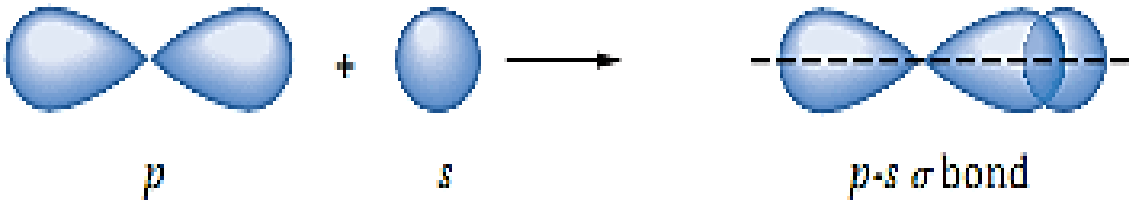
- **رابطة تساهمية أحادية** ← هي رابطة تنشأ من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات
- **رابطة تساهمية ثنائية** ← هي رابطة تنشأ من تشارك ذرتين في زوجين من الإلكترونات
- **رابطة تساهمية ثلاثية** ← هي رابطة تنشأ من تشارك ذرتين في ثلاثة أزواج من الإلكترونات

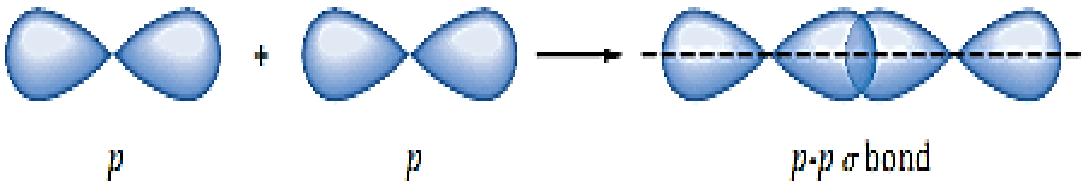
الرابطة سيجما σ

ـ عرف الرابطة سيجما ؟

هي رابطة قوية تنشأ من التداخل الرأسي بين فلكي (s – s) أو فلكي (p – p) أو فلكي (s – p)



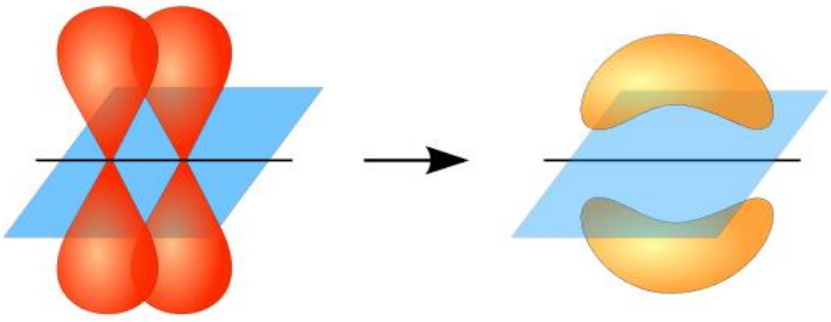




الرابطة باي π

ـ عرف الرابطة باي ؟

هي رابطة تنشأ من التداخل الجانبي بين فلكي (p – p) حيث تشكل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الإلكترونات فيها



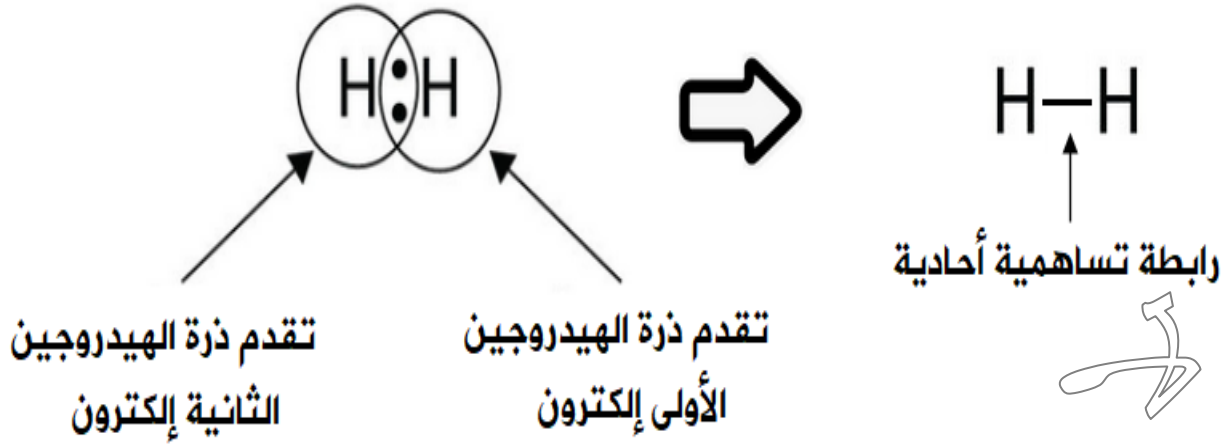
مدارس أكاديمية التميز التربوية

**** الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الهيدروجين H_2 :**

$_1H: 1s^1$

يتم تمثيل تركيب لويس لذرة الهيدروجين بالشكل الآتي

حتى تصل ذرة الهيدروجين إلى حالة الاستقرار فإنها بحاجة إلى إلكترون واحد وبالتالي تتشارك ذرة الهيدروجين الأولى بإلكترون مع ذرة الهيدروجين الثانية وتتكون رابطة تساهمية أحادية σ



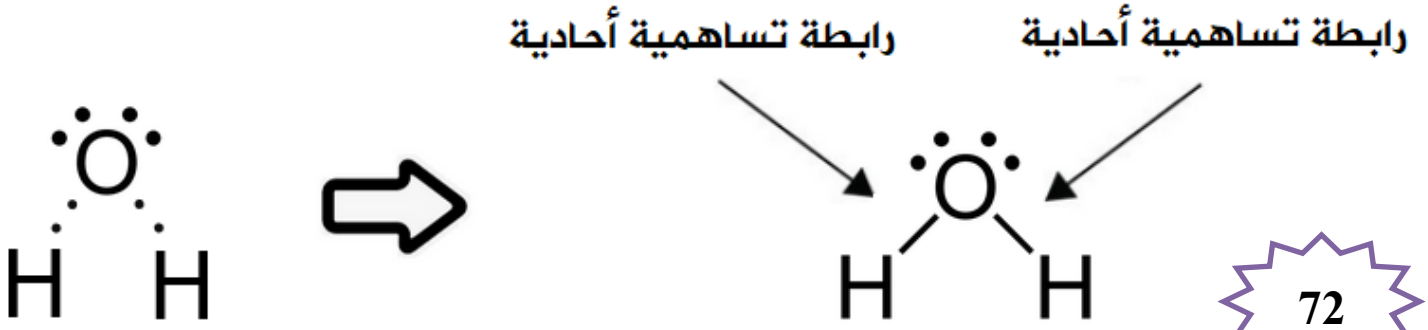
** يمثل كل خط أو زوج من النقاط **رابطة تساهمية أحادية** تسمى **سيجما** ويرمز لها بالرمز **σ**

**** الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الماء H_2O :**

$_1H: 1s^1$

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

تمتلك ذرة الأكسجين ستة إلكترونات تكافؤ لذلك تحتاج إلى إلكترونين حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فترتبط بـ رابطة تساهمية أحادية (سيجما) σ مع كل ذرة من ذرتي الهيدروجين



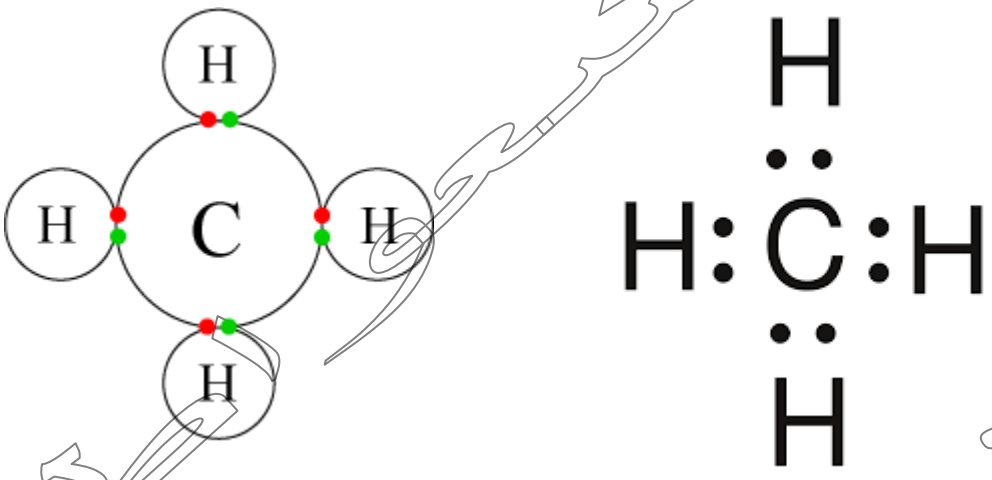
مدارس أكاديمية التميز التربوية

**** الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الميثان CH_4 :**

$_1H: 1s^1$

$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

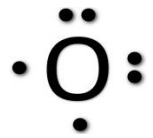
تمتلك ذرة الكربون أربعة إلكترونات تكافؤ لذلك تحتاج إلى أربعة إلكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك بها مع أربع ذرات هيدروجين وتنشأ أربع روابط تساهمية أحادية (سيجما) σ



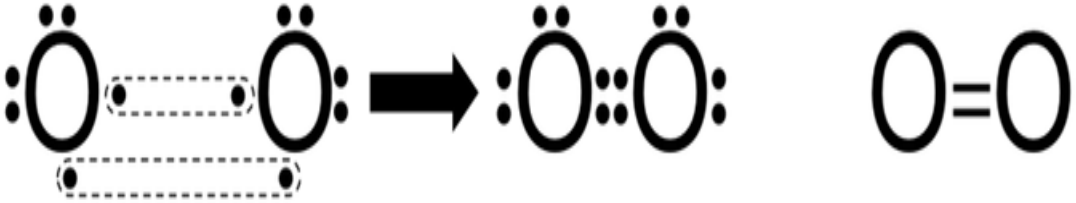
**** الرابطة التساهمية الثنائية في جزيء الأكسجين O_2 :**

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

يتم تمثيل تركيب لويس لذرة الأكسجين بالشكل الآتي



حتى تصل ذرة الأكسجين إلى حالة الاستقرار فإنها بحاجة إلى إلكترونين وبالتالي تتشارك ذرة الأكسجين الأولى بإلكترونين مع ذرة الأكسجين الثانية وتتكون رابطة تساهمية ثنائية (σ و π)

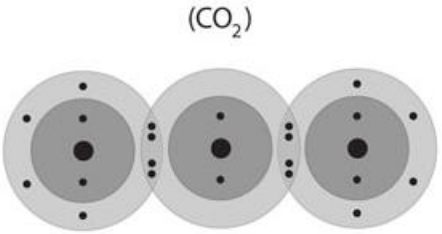


** الرابطة التساهمية الثنائية في جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 :

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

تمتلك ذرة الكربون أربعة إلكترونات تكافؤ لذلك تحتاج إلى أربعة إلكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها وتحتاج ذرة الأكسجين إلى إلكترونين فتتشارك ذرة الكربون مع ذرتي الأكسجين وتنشأ رابطة تساهمية ثنائية (σ و π)

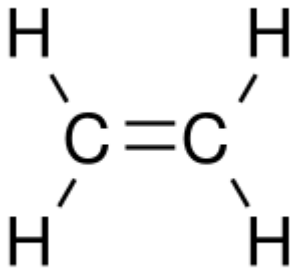


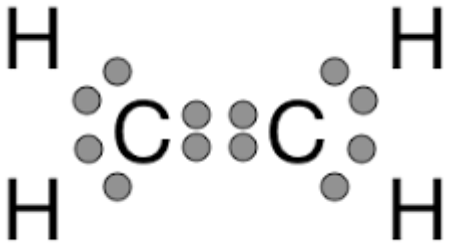
مدارس أكاديمية التميز التربوية

** الرابطة التساهمية الثنائية في جزيء الإيثين C_2H_4 :

$_1H: 1s^1$

$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$





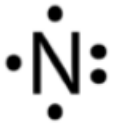
تمتلك ذرة الكربون أربعة إلكترونات تكافؤ لذلك تحتاج إلى أربعة إلكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا الكربون بزوجين من الإلكترونات فيما بينها وتنشأ رابطة تساهمية ثنائية (σ و π)

مدارس أكاديمية التميز التربوية
Since 1996

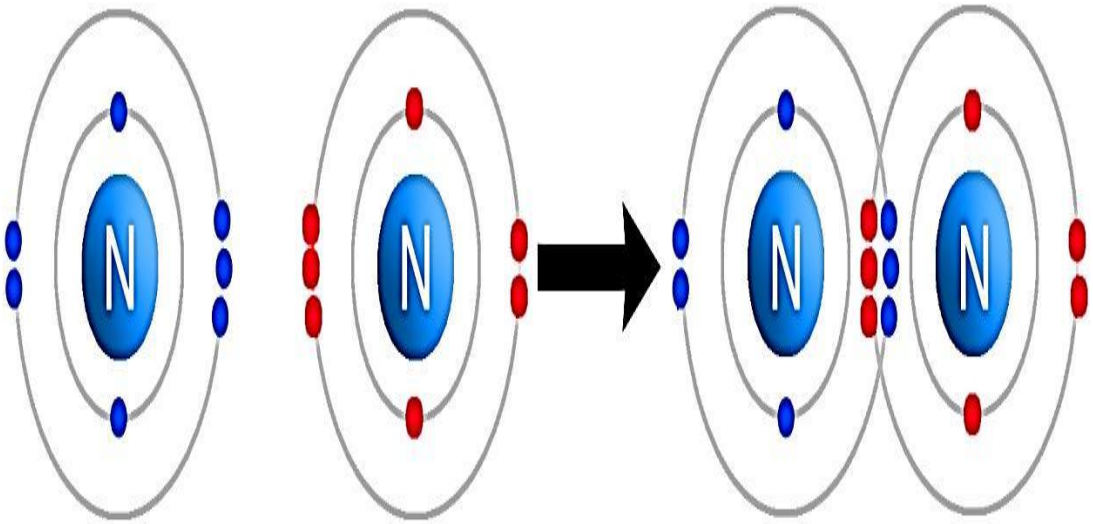
****الرابطة التساهمية الثلاثية في جزيء النتروجين N_2 :**

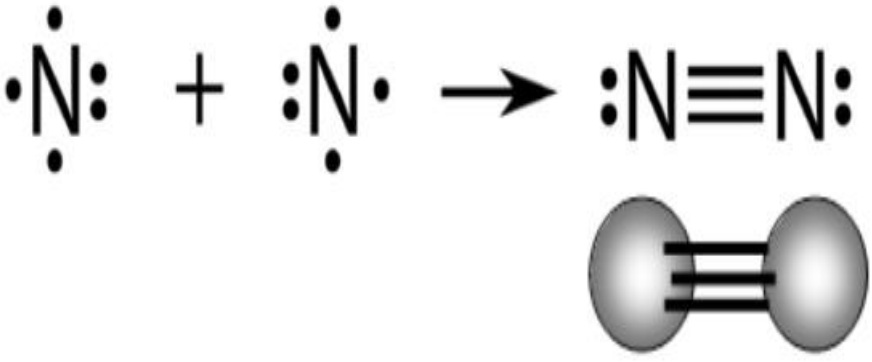
$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

يتم تمثيل تركيب لويس لذرة النتروجين بالشكل الآتي



تمتلك ذرة النتروجين خمسة إلكترونات تكافؤ لذلك تحتاج إلى ثلاثة إلكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا النتروجين بثلاثة إلكترونات من كل منها وتنشأ رابطة تساهمية ثلاثية (رابطة σ و رابطتا π)





الرابطة الفلزية

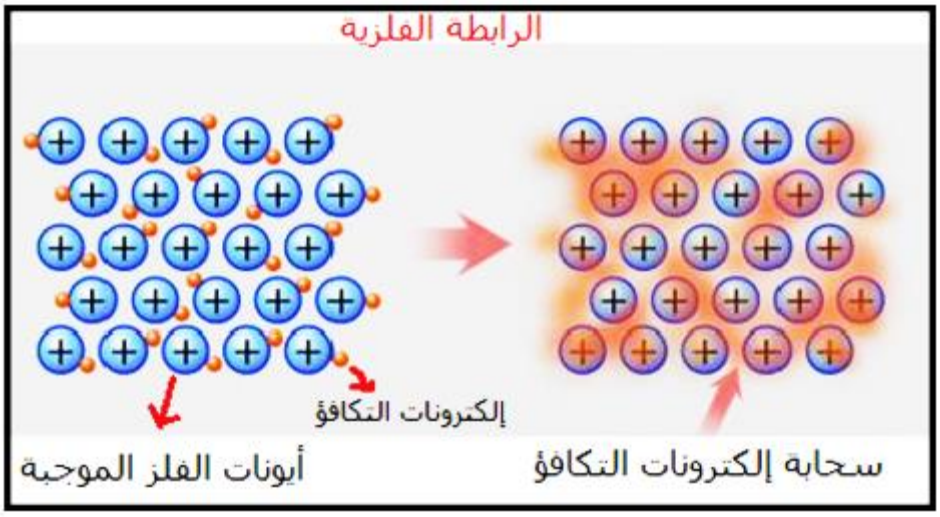
ـ عرف الرابطة الفلزية ؟

هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

**** تنشأ الرابطة الفلزية نتيجة فقد ذرات الفلز لإلكترونات التكافؤ فتتحول هذه الذرات إلى أيونات موجبة تحيط بها الإلكترونات من جميع النواحي على شكل بحر من الإلكترونات**

ـ عرف بحر الإلكترونات ؟

هي الأيونات الموجبة التي تحيط بها الإلكترونات من الاتجاهات جميعها نتيجة فقد ذرات الفلز لإلكترونات التكافؤ



السؤال الأول : اختر رمز الإجابة الصحيحة :

1- أي الروابط الآتية تنشأ من التداخل الرأسي بين الفلكين (s – s) :

أ- σ ب- π ج- جميع ما ذكر

2- أي الروابط الآتية تنشأ من تجاذب بين الأيونات مختلفة الشحنة :

أ- الفلزية ب- الأيونية ج- التساهمية

3- أي العبارات الآتية صحيحة بالنسبة للرابطة π :

أ- رابطة قوية

ب- تنشأ من التداخل الرأسي بين الفلكين (p – p)

ج- تنشأ من التداخل الجانبي بين الفلكين (p – p)

مراجعة الدرس
صفحة (65)

الدرس الثاني

الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات

- عرف المركبات الأيونية ؟

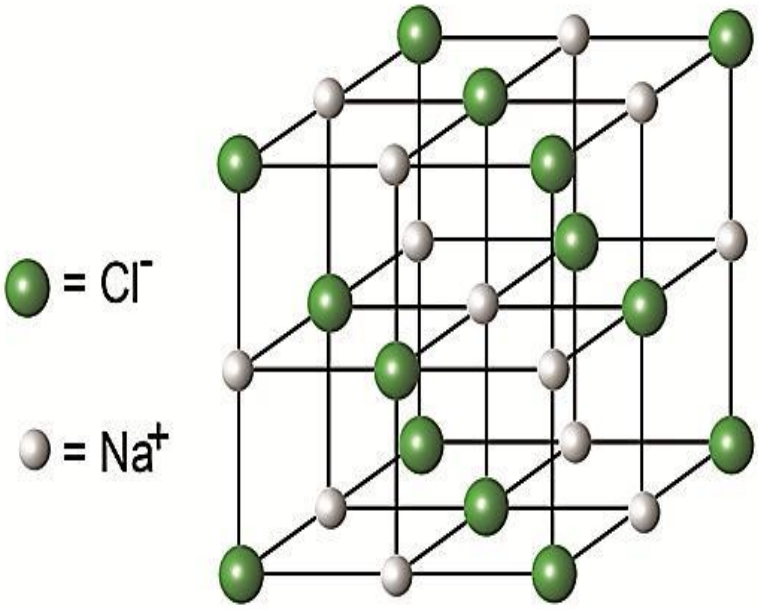
هي المركبات التي تحتوي على روابط أيونية

- عدد الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية ؟

1- البناء البلوري : - توجد على شكل بلورات صلبة تترتب في شبكة بلورية

- تكون نسبة الأيونات الموجبة إلى السالبة نسبة عددية بسيطة

- الشبكة البلورية تكسب المركب الأيوني القوة والصلابة



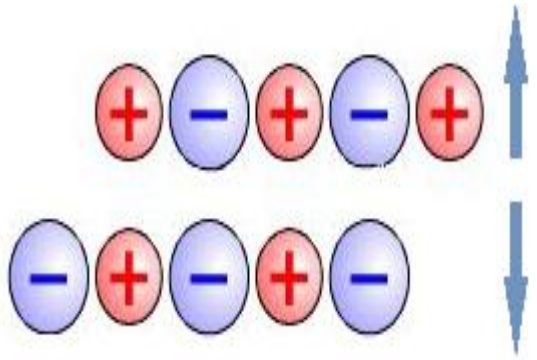
الشبكة البلورية لكلوريد الصوديوم

يحاط أيون الصوديوم الموجب بستة أيونات كلوريد السالبة ويحاط أيون الكلوريد السالب بستة أيونات صوديوم موجبة

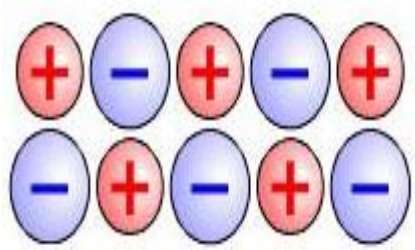
- علل تتصف بلورات المركبات الأيونية بأنها قاسية ؟

بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في البلورة (قوة الرابطة الأيونية) فيصعب الفصل بين هذه الأيونات

2- بلوراتها هشة سهلة الكسر : لأنه عند الضغط على هذه البلورة فإن الأيونات متماثلة الشحنة تقترب من بعضها فتتنافر وتبتعد عن بعضها فيسهل كسر البلورة وتفتيتها



قوى تنافر بين الشحنات المتماثلة



قوى تجاذب بين الشحنات المختلفة

3- درجات انصهارها وغليانها مرتفعة :

لأنه يحتاج إلى طاقة كبيرة للتغلب على قوى التجاذب بين الأيونات والأيونات السالبة

- علل درجة انصهار وغليان مركب MgO أعلى من درجة انصهار وغليان NaCL؟

لأن المركب MgO يحمل الشحنات $Mg^{+2}O^{-2}$ بينما المركب NaCL يحمل الشحنات $Na^{+1}CL^{-1}$ فزيادة عدد الشحنات على الأيونات تؤدي إلى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج إلى طاقة أكبر للتغلب عليها

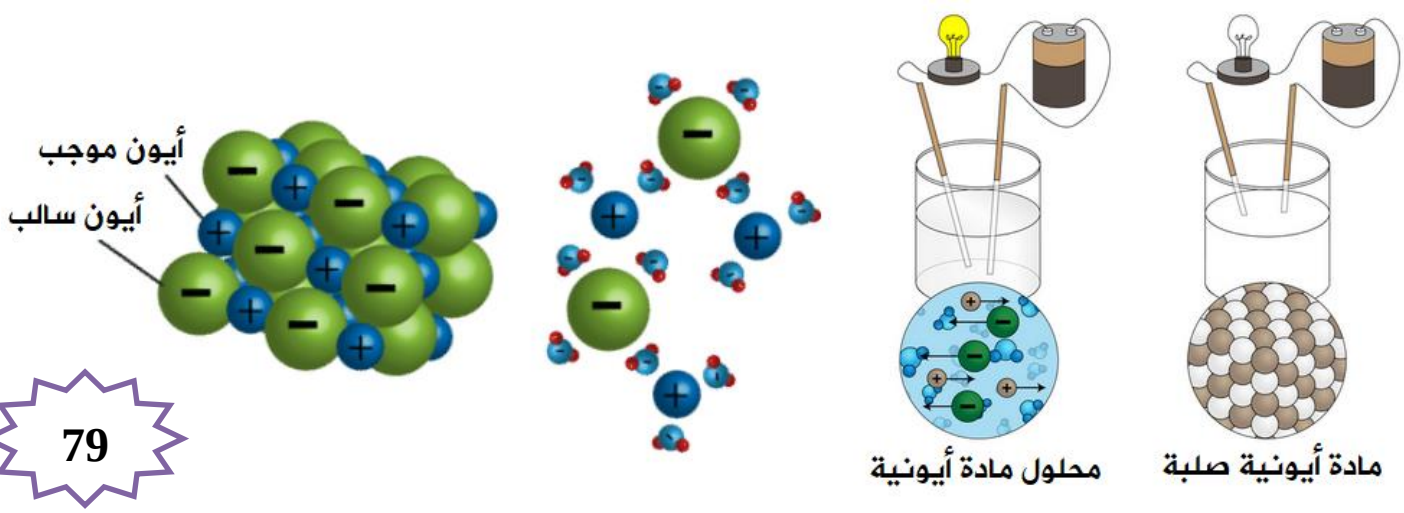
4- ذائبيتها عالية في الماء:

بسبب قدرة جزيئات الماء على عمل تجاذب مع أيونات البلورة مما يؤدي إلى فصل الأيونات عن البلورة وتصبح حرة الحركة بين جزيئات الماء

5- قابليتها لتوصيل الكهرباء :

المركبات الأيونية الصلبة **لا توصل التيار الكهربائي** بسبب قوى التجاذب القوية بين الأيونات مختلفة الشحنة فتكون أيوناتها مقيدة وليست حرة الحركة

أما المركبات الأيونية في حالة (المحلول أو الصهر) **توصل التيار الكهربائي** لأن الأيونات تتفكك عند صهرها أو إذابتها في الماء فتصبح حرة الحركة



- عرف المركبات التساهمية (الجزيئية) ؟

هي المركبات التي تحتوي على روابط تساهمية

- عدد الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية ؟

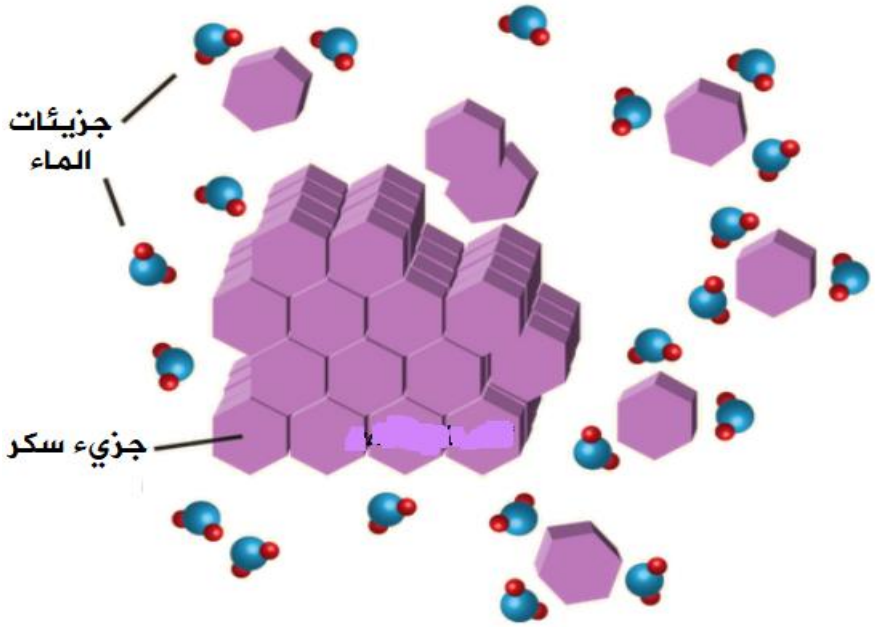
1- الحالة الفيزيائية : توجد في إحدى الحالات الفيزيائية (الصلبة **أو** السائلة **أو** الغازية)

2- درجات انصهارها وغليانها منخفضة

3-أغلب مركباتها غير قابلة للذوبان في الماء

4- غير موصلة للتيار الكهربائي :

لأنها تتفكك في المحاليل أو المصاهير إلى جزيئات لها التركيب الجزيئي نفسه



- علل تعد المركبات التساهمية (الجزيئية) مركبات متطايرة ؟

لأن درجات انصهارها وغليانها منخفضة

- قارن بين المركبات الأيونية والمركبات التساهمية من حيث :

من حيث	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجات الانصهار والغليان	عالية	غالباً منخفضة
التطاير	غير متطايرة	متطايرة
الذائبية في الماء	تذوب	غالباً لا تذوب
توصيل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة	غير موصلة	غير موصلة (ما عدا الجرافيت)
توصيل الكهرباء في حالة المحلول	موصلة	بشكل عام غير موصلة (لكن بعضها موصل)
الروابط بين مكونات كل منها	رابطة أيونية	رابطة تساهمية

- عدد الخصائص الفيزيائية للفلزات ؟

1- تعد مواد صلبة (ما عدا الزئبق سائل)

2- لامعة

3- قابلة للطرق والسحب

4- موصلة جيدة للكهرباء والحرارة

5- نشطة كيميائياً

- ماذا يتكون عند طرق وسحب الفلز ؟

** عند طرق الفلز : تتكون صفائح

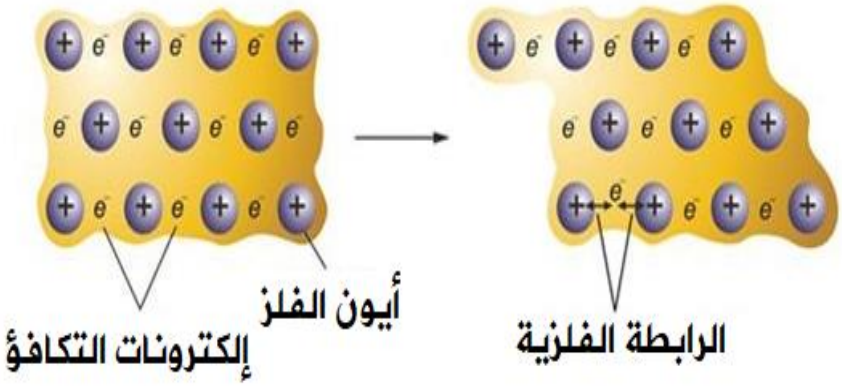
** عند سحب الفلز : تتكون أسلاك

- علل بلورة الفلز لا تتكسر ؟

لأن صفوف الأيونات الموجبة تنزلق عن بعضها لكنها تبقى في بحر الإلكترونات

- ما أثر بحر الإلكترونات في قابلية الفلز للطرق والسحب ؟

لأنه عند طرق وسحب الفلز تنزلق صفوف الأيونات الموجبة عن بعضها لكنها تبقى مترابطة من خلال السحابة الإلكترونية ، فتبقى قوة جذب الأيونات الموجبة للسحابة دون تغيير



- علل أغلب الفلزات لا توجد بشكل منفرد في الطبيعة ؟

لأنها نشطة كيميائياً وقادرة على التفاعل مع المواد المختلفة

باستثناء **الفلزات غير النشطة** (كالذهب والفضة والبلاتين)

** جدول يبين أهم الرموز الكيميائية :

العناصر أحادية التكافؤ (موجبة الشحنة)		
اسم العنصر	الرمز	الأيون
الهيدروجين	H	H^+
البوتاسيوم	K	K^+
الصوديوم	Na	Na^+
الفضة	Ag	Ag^+
الليثيوم	Li	Li^+

العناصر ثنائية التكافؤ (موجبة الشحنة)		
اسم العنصر	الرمز	الأيون
الكالسيوم	Ca	Ca^{+2}
الباريوم	Ba	Ba^{+2}
الخارصين	Zn	Zn^{+2}
المغنيسيوم	Mg	Mg^{+2}
النحاس	Cu	Cu^{+2}

العناصر ثلاثية التكافؤ (موجبة الشحنة)		
اسم العنصر	الرمز	الأيون
الألمنيوم	Al	Al^{+3}
الحديد	Fe	Fe^{+3}

العناصر ثلاثية التكافؤ (سالبة الشحنة)		
اسم العنصر	الرمز	الأيون
النتروجين	N	N^{-3}
الفسفور	P	P^{-3}

العناصر سالبة الشحنة (اللافلزات)		
اسم العنصر	الرمز	الأيون
الفلور	F	F^-
الكلور	CL	CL^-
البروم	Br	Br^-
اليود	I	I^-
الأكسجين	O	O^{-2}
الكبريت	S	S^{-2}

من المجموعات الأيونية:

الكربونات $[CO_3]^{-2}$

النترات $[NO_3]^{-1}$

الكبريتات $[SO_4]^{-2}$

الفوسفات $[PO_4]^{-3}$

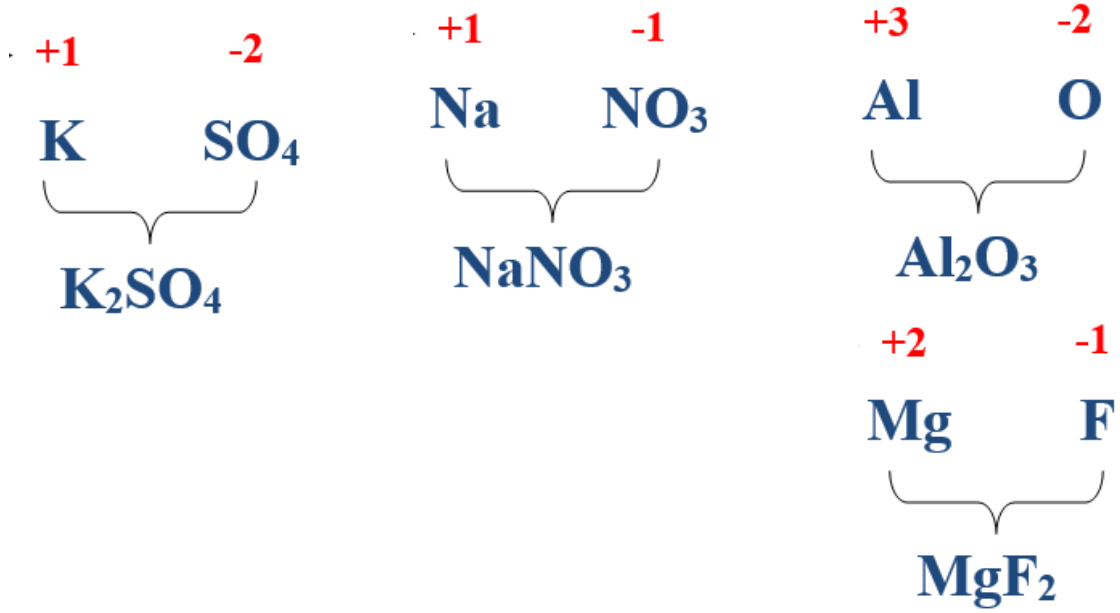
الأمونيوم $[NH_4]^{+1}$

الصيغ الكيميائية للمركبات

ـ عرف الرموز ؟ هي طريقة لتمثيل ذرات العنصر

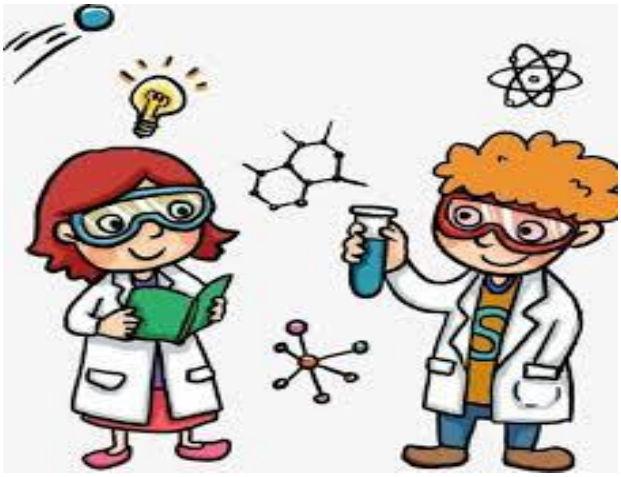
ـ عرف الصيغ الكيميائية ؟

هي طريقة موجزة للتعبير عن عدد ذرات العنصر ونوعها التي يتكون منها أي مركب كيميائي



ـ عرف مقياس باولنج ؟

هو مقياس يحدد نوع الرابطة بين الذرتين اعتماداً على مقدار الفرق في السالبية الكهربائية



في مقياس باولنج يكون عنصر الفلور **F** هو أعلى العناصر في السالبية الكهربائية حيث تبلغ (3.89) في حين أن عنصر الفرانسيوم **Fr** هو أقل العناصر سالبية كهربائية إذ تبلغ قيمة السالبية الكهربائية له (0.7)

**** الجدول الآتي يحدد نوع الرابطة بحسب الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات :**

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة المتكونة
من (0.4) ألى 2	تساهمية
أكبر من 2	أيونية

** تتكون **الرابطة التساهمية** عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين مختلفتين تقريباً ما بين **(0.4 إلى 2)** مثل : **HCL ، HF ، CO**

** تتكون **الرابطة التساهمية** عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين متشابهتين **صفراً**
مثل : **N_2 ، O_2 ، CL_2**

سؤال & جواب

السؤال الأول : اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية :

**** كربونات الحديد III :**

**** كبريتات الحديد II :**

**** نترات الأمونيوم :**

**** يوديد النحاس I :**

**** فسفات الصوديوم :**

مراجعة الدرس
صفحة (77)

مراجعة الوحدة

صفحة (79)