Chemistry

اعداد المعلمة :

غادة

عبيدات

الكيمياء

الصف العاشر

الأساسي

2026/ 2025

الفصل الأول

الوحـــدة الأولى

بنية الـــــذرة

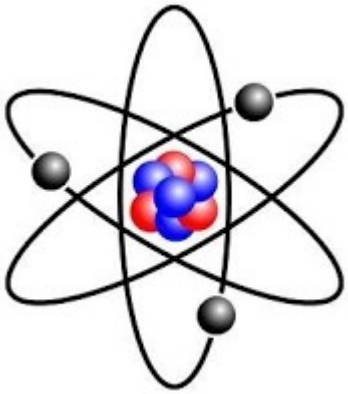
وتـــركيبها

مـــاهي الذرة ؟

هي أصغر جزء من العنصر الكيميائي ويحتفظ بالخصائص الكيميائية لذلك العنصر وهي متناهية في الصغر لاترى بالعين المجردة ووحدة البناء الأساسية في العنصر

ممـاتتكون الـــذرة ؟

من نواة ومدارات :- النواة تحتوي بداخلها بروتونات و نيوترونات و المدارات تدور فيها الالكترونات حول النواة

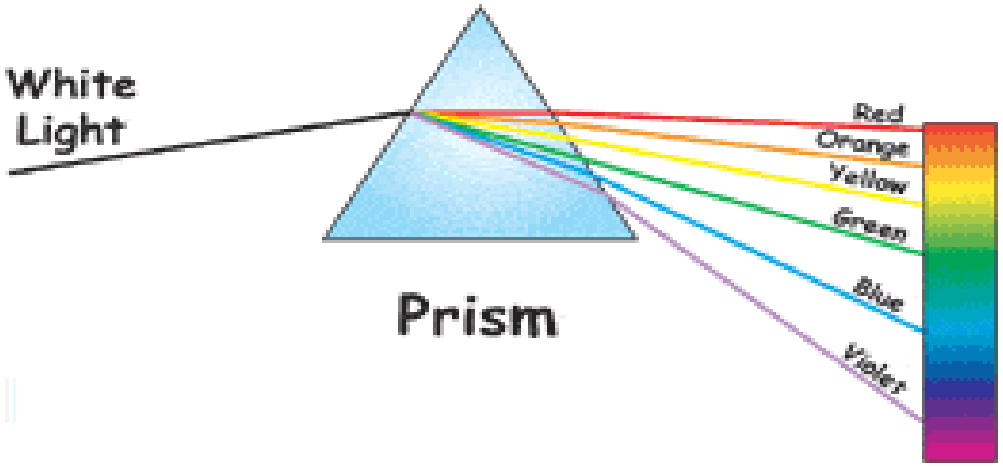


- يعد الضوء المصدر الرئيسي للمعلومات التي أسهمت في تفسير بنية الذرة و تركيبها

الضوء ..... شكل من أشكال الطاقة ينتشر على شكل وحدات تسمى فوتونات .

يسير الضوء في خطوط مستقيمة و ينتشر في الفراغ بسرعة ثابتة

هل يمكن فصل حزمة الضوء إلى مكوناتها ؟ نعم باستعمال منشور زجاجي يعمل على تحليل الضوء إلى عدة ألوان.



أفسر ، لمـاذا يتشتت الضوء بعد خروجه مـن المنشور ؟

بسبب اختلاف سرعة الضوء في المنشورعن سرعته في الهواء مما يؤدي إلى انكسار الضوء بزوايا انكسار مختلفة إلى ألوان الطيف السبعة

بقي دوران الالكترونات في الذرة حول النواة في مسار دائري وعدم انهياره لغزا محيرا للعلماء إلى أن جاء العالم نيلز بور الذي درس أطياف العناصر المثارة .

بنية الذرة وتركيبها

منذ القدم و إلى يومنا هذا داوم العلماء على البحث و استكشاف مراحل تطور المعرفة العلمية عن المادة والذرة ، و أسهموا بمعرفتنا عن النظريات الخاصة ببنية الذرة وتركيبها والنماذج المختلفة للذرة كما يلي

النموذج	بنوده	ميزته الرئيسية	عيوبه
دالتون	1- تتكون جميع المواد من دقائق صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى ذرات (نظرية غير صحيحة) . 2- تتشابه ذرات العنصر الواحد في الشكل والحجم وتختلف عن ذرات العناصر الأخرى (نظرية صحيحة) . 3- التفاعل الكيميائي هو : إعادة توزيع الذرات دون المساس بصفاتها الأساسية (نظرية صحيحة)	- تفسير قوانين الاتحاد الكيميائي .	1- الذرة ليست اصغر جزء في المادة فهي تتكون من بروتونات والكترونات ونيوترونات . 2- ذرات العنصر الواحد ليست بالضرورة متشابهة في الكتلة فالعنصر الواحد يتألف من أكثر من نظير مختلفة في عدد النيوترونات .
طومسون	1- الذرة عبارة عن كرة متجانسة الكتلة لا يوجد بها فراغات . 2- الذرة مشحونة بشحنة موجبة . 3- تتوزع بداخلها الالكترونات بطريقة معينة حيث تكتسب الذرة حالة من الثبات والاستقرار (يشبه هذا التوزيع انتشار حبيبات الزبيب في فطيرة الخوخ)	1- استخدم تجارب التفريغ الكهربائي . 2- اكتشف الإلكترون .	1- اخطأ عندما اعتبر أن الذرة متجانسة الكتلة ولا يوجد فيها فراغات . 2- لا يفسر النموذج الخصائص الكيميائية للعناصر .
رذرفورد	1- تشغل الذرة حيزا كرويا . 2- معظم حجم الذرة فراغ . 3- وجود جسيم صغير جدا ذو شحنة موجبة وكثافة عالية يسمى بالنواة . 4- تدور الالكترونات في مدارات حول النواة .	1- اعتمد في تجاربه على ظاهرة النشاط الإشعاعي . 2- استخدم أسلوب المنهج العلمي .	1- عجز عن تفسير ثبات ذرة الهيدروجين . 2- عجز عن تفسير الطيف الخطي لذرة الهيدروجين .

فما هو الطيف ؟ وما هي الذرة المثارة ؟

ابسط الأطياف هو طيف ذرة الهيدروجين لذا درسه بور وبنى عليه فرضياته .

مـالذي ساعد العالم بور في بناء نموذجه الكمي لذرة الهيدروجين ؟

1- انبعاث ضوء من بعض العناصر عند تسخينها

2- ارتباط سلوك العنصر بالتوزيع الالكتروني

ماهو الطيف الكهرومغناطيسي ؟ هو جميع الأطوال الموجية و الترددات التي يتكون منها الضوء

ينقسم الطيف الكهرومغناطيسي إلى قسمين :- 1 - الطيف المرئـــــي

2- الطيف غير المرئـــــي

خصائص الطيف الكهرومغناطيسي :-

1- تسير في خطوط مستقيمة .

2- تنتقل في الفراغ بسرعة ثابتة مقدارها 3×10^8 m/s .

3- لا تتأثر بالمجال الكهربائي أو المجال المغناطيسي .

4- موجات مستعرضة (قمة وقاع) .

5- هناك علاقة عكسية بين التردد والطول الموجي .

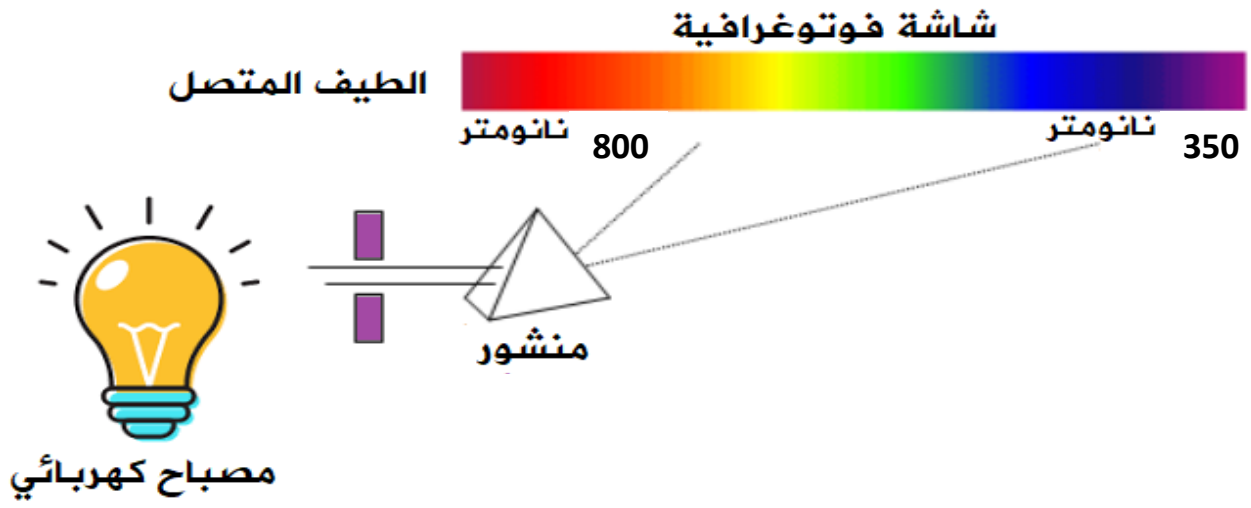
الطيف المرئي:- هو حزمة ضيقة من الطيف الكهرومغناطيسي يمكن تمييزها بالعين المجردة

خصائص الطيف المرئي :- 1- يمثل الضوء العادي مثل ضوء الشمس

2- يظهر عند تحليل الضوء العادي أو ضوء الشمس خلال منشور ويظهر على شكل مجموعة ألوان

3- تتراوح أطوالها الموجية بين 350 نانوميتر و 800 نانوميتر

4- يطلق عليه اسم الطيف المتصل أو الطيف المستمر ؟ لماذا ؟



لأنه ، لا يوجد مناطق معتمة أو فاصلة بين حزمة الترددات الموجية لألوانه

الطيف غير المرئي :- الأطوال المـــــــوجية التي يتألف منها الطيف الكهرومغناطيسي ويقل طولها الموجي عن 350 نانوميتر ويزيد على 800 نانوميتر ، ولايمكن تمييزها بالعين المجردة .

مـاهو الفوتـــون ؟

هـــي جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء ويحمل كل منها مقدارا محددا من الطاقة ، تعبر عن الطبيعة المزدوجة للضوء (مادية – موجية) وهي الوحدة الأساسية المكونة له

عبر العالم بلانك عن العلاقة بين طاقة الفوتون و تردده بالعلاقة الرياضية كالتالي :-

الطاقة تتناسب طرديا مع التردد $E \alpha V$

حيث أن E : الطاقة بوحدة الجول J

V : التردد بوحدة الهيرتز ، Hz

h : الثابت (ثابت بلانك) و قيمته = (6.63×10^{-34} J.s)

$$E = h \times V$$

التردد يتناسب عكسيا مع الطول الموجي $V \alpha \frac{١}{\lambda}$

$$V = \text{ثابت} \times \frac{١}{\lambda}$$

حيث ان V : التردد بوحدة الهيرتز ، Hz

λ : الطول الموجي بوحدة المتر (m)

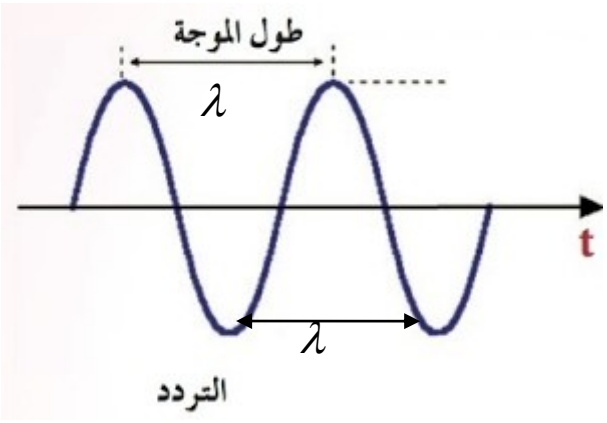
الثابت (سرعة الضوء) C :

قيمته = 3×10^{8} m/s .

$$C = \lambda \times V$$

نانوميتر 1= 10^{-9} m .nanometer

مـاهو طول الموجة λ ؟



هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين

مـاهو التردد ؟

هو عدد القمم التي تمر بنقطة خلال ثانية واحدة

مسائل اضافية :-	الإجابات
1- احسبي طاقة الفوتون الذي تردده 3×10^{15} Hz .	19.89×10^{-19} J
2- فوتون طاقته 4.6×10^{5} J ، احسبي تردده .	69×10^{37} Hz
3- فوتون طاقته 2×10^{-18} J ، احسبي طول موجته .	1×10^{-7} m
4- فوتون طول موجته 7.1×10^{-8} m ، احسبي تردده .	42×10^{14} Hz

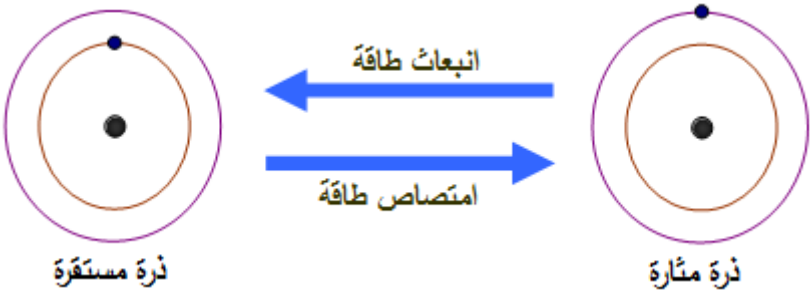
مـاهي الذرة المستقرة ؟

هي ذرة العنصر التي يكون الكتروناتها في المدار الأقرب إلى النواة

الذرة المثارة :-

هي الذرة التي تكتسب فيها الالكترونات قدرا من الطاقة سواء كانت حرارية أو حركية أو ضوئية مما يؤدي إلى انتقال إحدى الكتروناتها أو أكثر من المستوى الموجود فيه إلى مستوى طاقة أعلى من مستواها

كيف يتم إثارة الذرة ؟



1- بالتفريغ الكهربائي

2- التسخين بلهب مباشر

التفريغ الكهربـــــائي هو أنبوب زجاجي يحتوي على غاز ذو ضغط منخفض ويمر في تيار كهربائي (سيل من الالكترونات المتحركة) ذو فرق جهد عـــالي ، وعندما يمر التيـــار في أنبوب التفريـــغ يصطدم بالذرة ويشتتها إلى بروتونات و الكترونات أي أن الذرة تثار (تطلق إشعاعـــات ضوئية) .

الطيف الذري :-

يعد الطيف الذري الأساس الذي قامت عليه نظرية بور لذرة الهيدروجين و هو مجموعة الأمواج الضوئية التي تصدر عن ذرات العناصر ويقع بعضها في منطقة الضوء المرئي وبعضها في منطقة الضوء غير المرئي ويسمى أيضا بالطيف الخطي أو الطيف المنفصل

* يظهر الطيف الذري على شكل خطوط ملونة منفصلة تفصل بينها مناطق معتمة

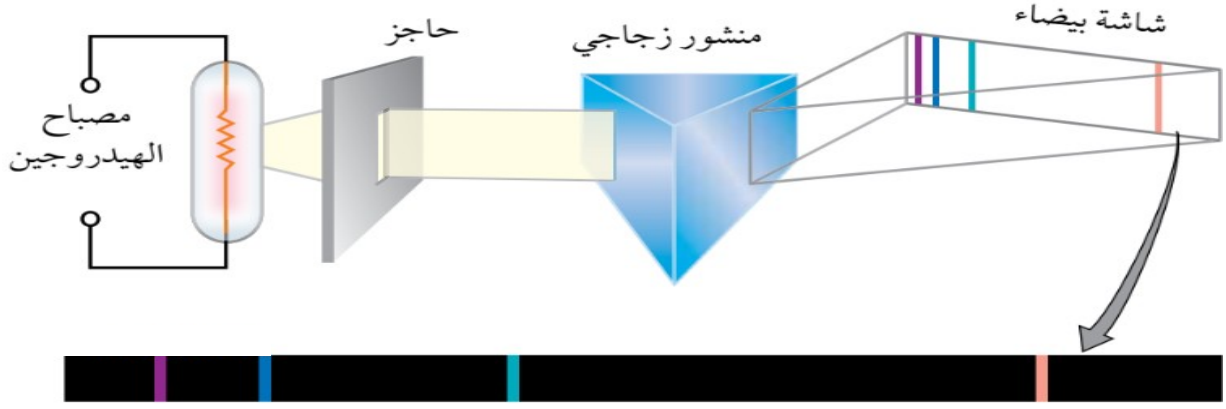
(لا تحتوي ترددات او طول موجي)

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 .



الطيفَ الخطِّيَّ (المنفصلِ) الناتج من تحليل ضوءِ مصباحِ الهيدروجينِ.

حيث أن لكل عنصر طيف انبعاث خطي خاص به مثال :

الصوديوم Na:- طيف أصفر

الليثيوم Li : طيف أحمر اللون

البوتاسيوم K:- طيف بنفسجي اللون

الباريوم Ba :- طيف أخضر مصفر اللون

الهيدروجين H :- طيف وردي اللون

طيف الامتصـــاص الخطـي :-

1- نحصل عليه من ذرات مثارة

2- من خلال إمرار طيف مستمر مثل ضوء الشمس خلال بخار أحد العناصر

3- يظهر في المطياف على شكل خطوط معتمة سوداء

مـاوجه الشبه و الاختـلاف بين طيف الامتصـاص الخطي و طيف الانبعـاث الخطي ؟

وجه المقارنة	طيف الامتصاص الخطي	طيف الانبعاث الخطي
أوجه الشبه	الترددات / الأطوال الموجية	الترددات / الأطوال الموجية
أوجة الاختلاف	خطوط الطيف خطوط معتمة	خطوط الطيف مضيئة ملونة

استخدامات الطيف الذري :-

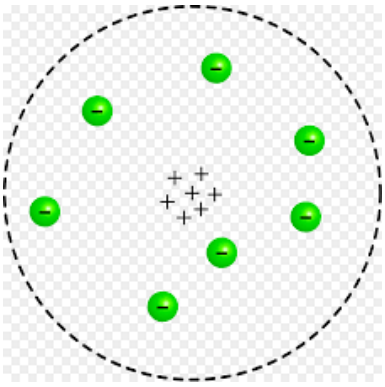
1- التحاليل الكيميائية للتعرف العناصر المكونة للمركبات و المواد المختلفة

2- في التحاليل الطبية و الصناعية و الزراعية

حـل أفكـر ص 15:-

لان العناصر الكيميائية تختلف في عدد الالكترونات و طريقة توزيعها و انتقالاتها فهو خاص كبصمة الإصبع للإنسان أي لكل عنصر تركيبه الخاص من الجسيمات

فرضيات نظرية بور



وضع العالم رذرفورد نموذجا لتفسير بنية الذرة تضمن البنود التالية :-

1- الذرة تتكون من نواة موجبة الشحنة

2- تتركز معظم كتلة الذرة في النواة

3- تدور حول النواة الالكترونات السالبة في مسارات دائرية

لكن ، تم رفض نموذج العالم رذرفورد ، لماذا ؟

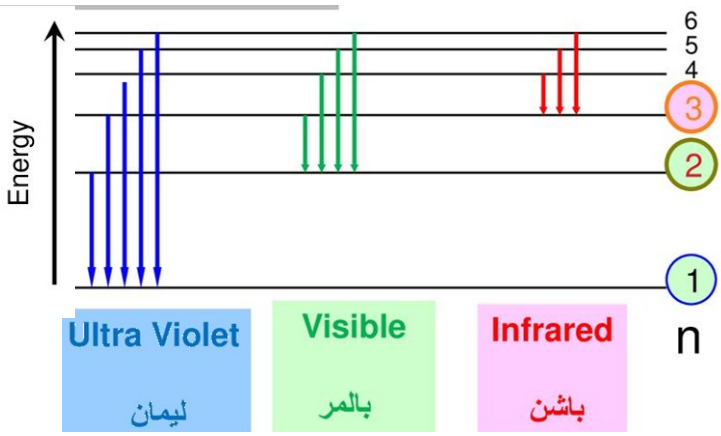
لأن نموذجه أشار بوجوب فقدان الإلكترون لطاقته باستمرار في أثناء دورانه حول مركز مشحون أي انه يدور في مسار يقل قطره تدريجيا إلى أن يصل إلى المركز وهذا غير صحيح ولا يحدث في الحقيقة

هل تسقط الالكترونات في النواة حقا ؟

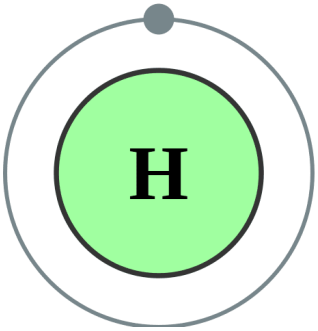
لا ، لأن حدوث هذا يؤدي إلى انهدام الذرة وهذا مستحيل لأن الذرات باقية لا تنهدم

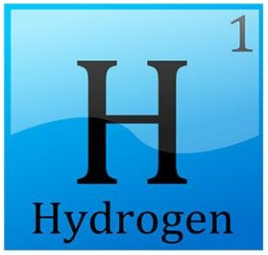
درس بور ذرة الهيدروجين لأنها أبسط الذرات وطيفها الخطي من أبسط الأطياف و اعتمد على النتائج التي توصل إليها العالمان بلانك واينشتاين و توصل إلى نظرية تفسر حركة الالكترونات حول النواة دون سقوطها في المركز

تسمى مجموعة الخطوط في طيف ذرة الهيدروجين التي تقع في نطاق الضوء المرئي والتي تنتج من عودة الإلكترون من مستويات طاقة عليا إلى المستوى الثاني ب سلسلة بالمر .



طيف ذرة الهيدروجين





أهم بنود نظرية بور :-

1- يدور الإلكترون حول النواة في مدار ثابت

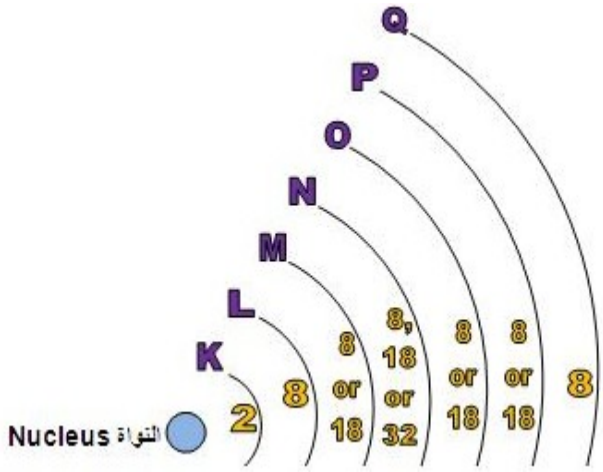
2- للذرة عدد من المدارات ولكل منها نصف قطر ثابت و طاقة محددة

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

4- تتغير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة لآخر

مـا هو مستوى الطـاقة ؟

هو منطقة وهمية محيطة بالنواة تتحرك فيها الالكترونات ولها نصف قطر محدد وفيها تتحدد طاقة الإلكترون ومعدل بعده عن النواة وعددها سبع مستويات في أكبر الذرات المعروفة .



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

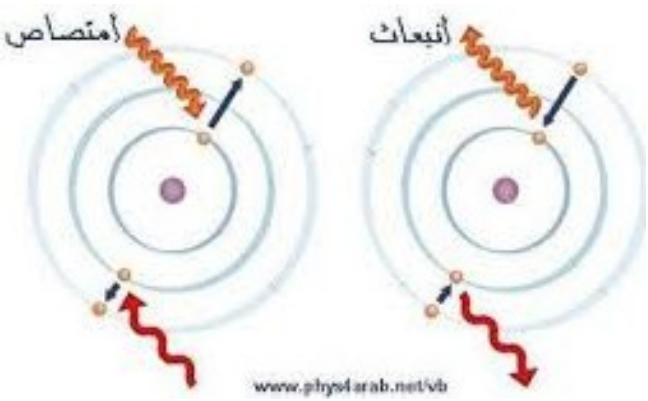
مـتى لا يشع الإلكترون طاقة و لا يمتصها ؟

عندما يدور في المدار نفسه حول النواة

حسب نموذج بور :-

يمتص الإلكترون طاقة عندما ينتقل من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى طاقة أعلى و تسمى الذرة

بالذرة المثارة



يشع الإلكترون طاقة عندما ينتقل من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى و تسمى الذرة

بالذرة المستقرة

ماذا يحدث لذرة الهيدروجين عند اكتساب إلكترونها الموجود في المستوى الأول مقدارا محددا من الطاقة حسب نموذج بور ؟

ينتقل من المستوى الموجود فيه إلى مستوى أعلى وتسمى ذرة الهيدروجين المثارة

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 فوتونات يؤدي إلى نشوء طيف يسمى طيف الانبعاث الخطي .

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

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

حيث أن :- E_n : طاقة المستوى

R_H : ثابت ريد بيرغ و تبلغ قيمته 2.18×10^{-18} J

n : رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون

ويمكن حساب فرق الطاقة بين المستويين اللذين انتقل بينهما الالكترون باستخدام العلاقة الرياضية :-

$$\Delta E = E_{n2} - E_{n1}$$

حيث أن :-

ΔE : مقدار التغير في الطاقة

n_1 : المستوى الذي انتقل منه الإلكترون

n_2 : المستوى الذي انتقل إليه الإلكترون

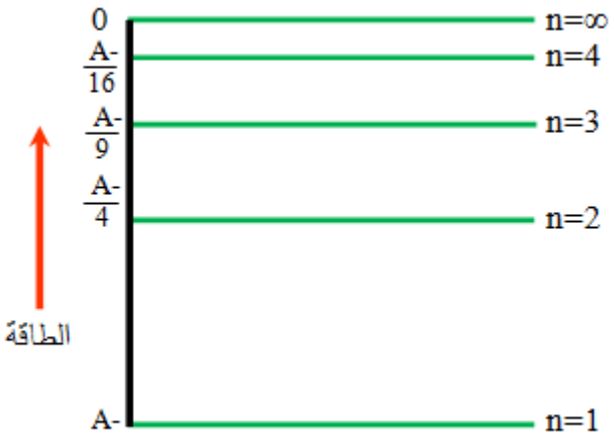
وبالتعويض بالمعادلة السابقة و إعادة ترتيب العلاقة للحصول على قيمة موجبة لفرق الطاقة تصبح على النحو التالي :

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

حيث أن :-

n_1 : مستوى الطاقة الأقل

n_2 : مستوى الطاقة الأعلى



الرسم التخطيطي الآتي لمستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين بدلالة الثابت R :-

* كيف تتغير طاقة المستويات كلما زاد بعدها عن النواة ؟

تزداد

* كيف يتغير فرق الطاقة بين المستويات المتتالية كلما زاد بعدها عن النواة ؟

يقل فرق الطاقة

* ما أكبر كمية من الطاقة يمكن أن يكتسبها إلكترون ذرة الهيدروجين ؟

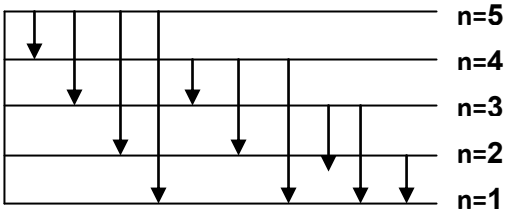
عند انتقاله من المستوى الأول إلى ∞

* صفي حالة ذرة الهيدروجين عندما يكون الإلكترون في المستوى ؟

(n =1) تكون الذرة **مستقرة** ، (ماقبل ∞ ---------5، 4 ,3, 2 = n) تكون الذرة **مثارة** ، (n = ∞) تكون الذرة **متأينة**

مسائل اضافية :-

1- وضحي بالرسم احتمالات عودة الإلكترون في ذرة الهيدروجين المثارة من المستوى الخامس إلى المستوى الأول .



10 احتمالات

أتحقق ص 18:-

1- أحسب طاقة كل من المستوى الأول و الثاني و اللانهائي في ذرة الهيدروجين

المستوى الأول : $E_1 = -\frac{R_H}{n^2} \Rightarrow -\frac{2.18 \times 10^{-18}}{1^2}$

$= -2.18 \times 10^{-18}$ J

المستوى الثاني : $E_2 = \frac{-R_H}{n^2} \Rightarrow \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{2^2}$

$-0.545 \times 10^{-18}\ J =$

المستوى اللانهائي :- $E_\infty = \frac{-R_H}{n^2} \Rightarrow \frac{-2.18 \times 10^{-18}}{\infty^2}$

$0\ J =$

2- من مثال 2 نجد أن :- طاقة الإشعاع لذرة هيدروجين مثارة عند عودة الإلكترون من المستوى الرابع إلى المستقر أي المستوى الأول الجواب :- $E = R_H (\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2})$

وبالتالي $E = 2.04 \times 10^{-18}\ J$

وبالتعويض في القانون التالي :- $E = h \times V \longrightarrow V = 3.08 \times 10^{15}\ Hz$

يمكن للإلكترون أن ينتقل من مستوى طاقة إلى مستوى آخر إذا غير من طاقته ، فعند إثارة الذرة يمتص الإلكترون طاقة ليقفز إلى مستوى طاقة أعلى في حين يشع طاقة إذا انتقل إلى مستوى طاقة أدنى ، لم يستطع بور تفسير أطياف ذرات عديدة الالكترونات لان أطيافها أكثر تعقيدا بسبب وجود غلف طاقة فرعية ابتداء من الغلاف الثاني .

الطاقة الممتصة : هي الطاقة التي يحتاجها الإلكترون للانتقال مثلا من $(n_1) \longrightarrow (n_2)$

الطاقة المُشعة : هي الطاقة التي يُشعها الإلكترون للرجوع مثلا من $(n_2) \longrightarrow (n_1)$

الطاقة الممتصة = الطاقة المُشعة = مقدار الفرق بين طاقتي المستويين .

أحسبي تردد الضوء المنبعث من ذرة هيدروجين مثارة في المستوى الرابع عند عودتها إلى حالة الاستقرار .

متى تكون قيمة الطاقة المحسوبة قيمة سالبة ؟

عندما يكون الإلكترون بعيدا جدا عن النواة و لا يوجد قوى تجاذب بينهما أي إنه في المستوى اللانهائي ∞

مـــراجعة الــدرس

1- درس بور ذرة الهيدروجين و اعتمد على النتائج التي توصل إليها العالمان بلانك واينشتاين عن الضوء التي تمثلت في أن للضوء طبيعة مادية – موجية و انبعاث الضوء من الذرات في صورة فوتونات ذات طاقة وتردد محددين

فروض نظريته هي :- 1 - يمتلك الإلكترون مقدارا محددا من الطاقة يساوي طاقة المستوى الموجود فيه ، ما يشير إلى وجود عدة مستويات للطاقة

2 - تتغير طاقة الإلكترون في الذرة عند انتقاله من مستوى طاقة إلى آخر

2- الأشعة تحت الحمراء و فوق البنفسجية و أمواج الراديو أطياف غير مرئية بينما الأشعة الزرقاء و الضوء الأصفر أطياف مرئية .

3-

الطيف الذري :-

الطيف الصادر عن ذرات العناصر المثارة في الحالة الغازية

4-

طاقة موجة الضوء = $E= R_H (\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}) = 2.18\times 10^{-18} (\frac{1}{3^2} - \frac{1}{5^2})$

$= 2.18\times 10^{-18} (\frac{1}{9} - \frac{1}{25})$

$= 15.5 \times 10^{-20}$ J ويقع هذا الخط ضمن الأشعة تحت الحمراء الشكل (9)

5- رقم مستوى الطاقة الأعلى هو :- $E= R_H (\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}) = 2.18\times 10^{-18} (\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2})$

$1.93\times 10^{-18} = 2.18\times 10^{-18} (1- \frac{1}{n_2^2})$ ⟹ n=3

النموذج الميكـانيكي المـوجي للذرة

توالت تجارب العلماء لمعرفة طبيعة الإكترون بعد نظرية بور إلى أن توصل العالم دي برولي إلى وجود خصائص مزدوجة للإلكترون (موجيه – مادية)

العالم شرودينغر -: 1 - وضع تصورا جديدا عن حركة الالكترون الموجية حول النواة سماها النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

2 - وضع معادلة رياضية سماها المعادلة الموجية

3 - أشار شرودنغر الى أن أكبر احتمال لوجود الإلكترون هو في منطقة حول النواة تشبه السحابة تسمى الفلك

المعلومات التي تعطينا إياها هذه النظرية :-

1- موضع الإلكترون حول النواة وطاقته .

2- شكل حركة الإلكترون حول النواة .

3- اتجاه محور الدوران حول نفسه وحول النواة .

4- شكل وحجم الغلاف الذي يوجد فيه الإلكترون حول النواة .

- نتيجة حل المعادلة الرياضية المعقدة لشرودنجر التي تصف ما سبق نتج أعداد الكم الأربعة وهي :-

n -1 L -2 m_l -3 m_s -4

الفلك يوجد بداخل غلاف فرعي

يوجد بداخل مستوى رئيس

مـاهو الــكم ؟

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

1- عدد الكم الرئيس :-

1 - يرمز له بالرمز (n)

2 - قيمة (n) أعداد صحيحة موجبة (1 - ∞)

3 - يمثل مستوى الطاقة الرئيس

4 – يمثل معدل بعده عن النواة

5 – يرتبط بحجم المستوى

6 - تحدد (n) :- طاقة الغلاف ، معدل بعده عن النواة .

كلما زادت قيمة (n) :- 1- يزداد بُعد الإلكترون عن النواة .

2- تزداد طاقة المستوى .

3- تقل قوى الجذب بين الإلكترون والنواة .

4- يزداد حجم المستوى .

أيهما أكبر حجما المستوى (n=3) أم المستوى (n=5) ؟

المستوى (n=5) أكبر حجما لأنه أبعد عن النواة

أيهما أعلى طاقة المستوى (n=1) أم المستوى (n=3)؟

المستوى (n=3) أعلى طاقة لأنه أبعد عن النواة

2- عدد الكم الفرعي :-

1 - يرمز له بالرمز (l)

2 - يأخذ قيم من (صفر ⟵ (n-1))

3- يسمى المستوى الفرعي وعدد المستوى الفرعي من عدد n

4- يحدد (l) طاقة الغلاف الفرعي ، الشكل العام للأفلاك فيه

(l) تأخذ ← قيم عددية (0 ,1 ,2, 3)
(f,d,p,s) رموز ←

إذا كان :-

(n) = 1 ⟵ (Sharp) S .

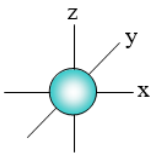
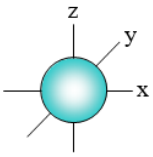
(n) = 2 ⟵ (Principal) P .

(n) = 3 ⟵ (diffuse) d .

(n) = 4 ⟵ (fundamental) f .

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

الجدول التالي يمثل 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	

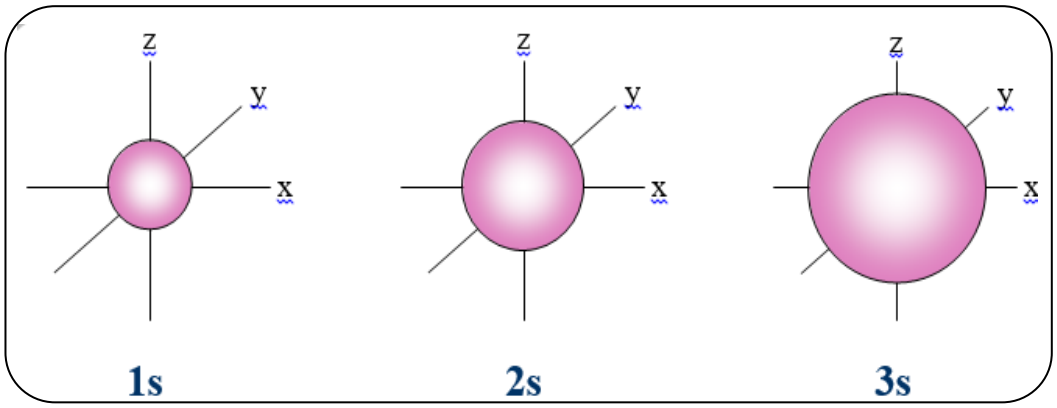
1- أيهما أعلى طاقة (1s) أم (2s) ؟ لماذا ؟

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

2- مالعدد الكمي الفرعي ، والعدد الكمي الرئيس للغلاف الفرعي 3s ؟

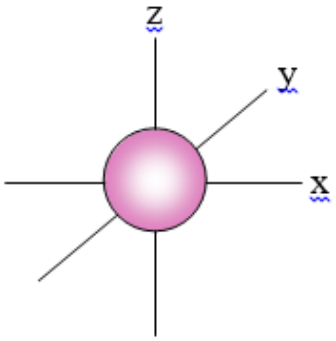
العدد الكمي الرئيس (3) و العدد الكمي الفرعي (0)

تأملي الشكل التالي الذي يمثل الحجوم النسبية لأفلاك (S) في أدنى ثلاثة أغلفة رئيسية ثم أجيبي عن الأسئلة آلاتية :-



أغلفة المستويات الفرعية

أولا :- الغلاف الفرعي (s)



1- يحتوي على فلك واحد.

2- يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيسي الأول .

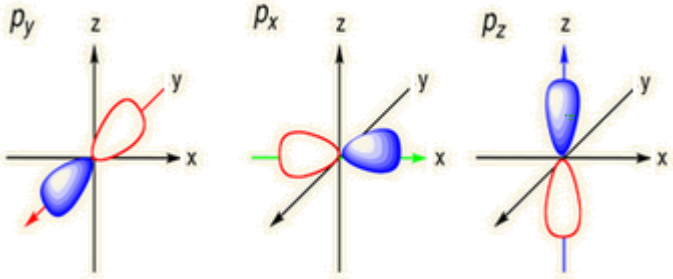
3- سعته القصوى (2) الكترون .

4- شكله كروي .

ثانيا :- الغلاف الفرعي (p)

1- يحتوي على (3) أفلاك في كل مستوى فرعي .

2- تتخذ اتجاهات فراغية متعامدة .



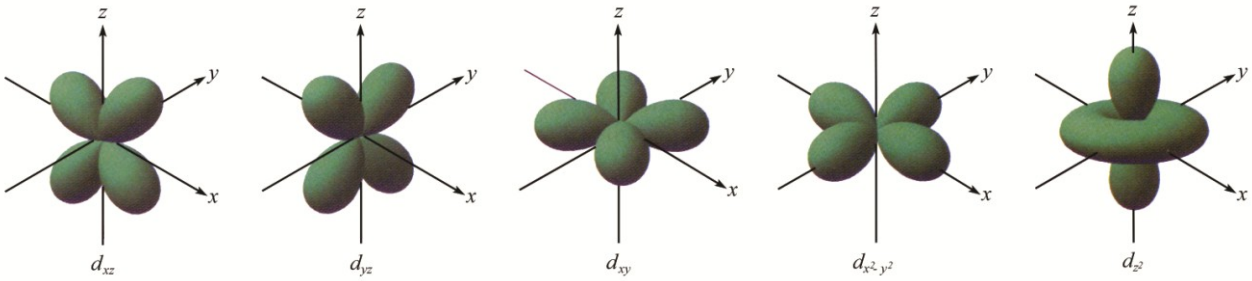
3- يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الثاني .

4- سعته القصوى (6) الكترونات .

5 - أشكال أفلاكه مغزلية .

6 – في المستوى الرئيس الواحد تتشابه أفلاك (p) في : الشكل و الحجم و الطاقة و تختلف في اتجاه محاورها حول النواة

ثالثا :- الغلاف الفرعي (d) :



1 - يحتوي على (5) أفلاك في كل مستوى فرعي .

2- يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الثالث .

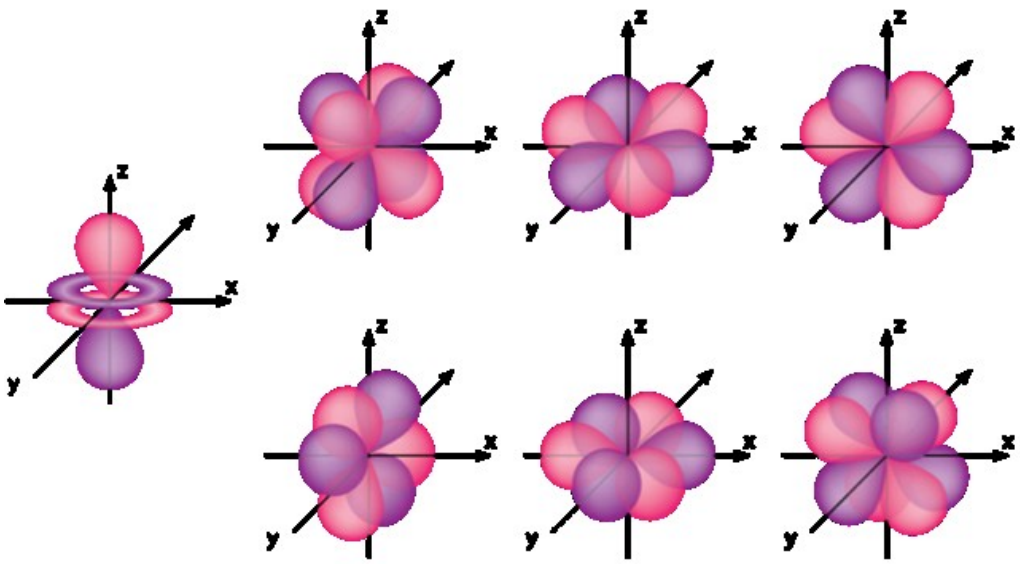
3- سعته القصوى (10)الكترونات .

رابعا :- الغلاف الفرعي (f)

1- يحتوي على (7) أفلاك في كل مستوى فرعي .

2- يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الرابع .

3- سعته القصوى (14) الكترون .



3- عدد الكم المغناطيسي :-

يرمز له بالرمز (m_l) ويأخذ قيم .

$$(m_l) = [\ -l \xrightarrow{\text{صفر}} +l\ ]$$

1- عدد الأفلاك الفرعية الموجودة في الغلاف تعتمد على قيمة (l) .

2- يحدد (m_l) عدد الأفلاك التي يتكون منها الغلاف الفرعي الواحد و ويحدد الاتجاه الفراغي للفلك .

عدد الأفلاك الكلي في المستوى الرئيس = n^2

الجدول التالي يمثل عدد الأفلاك في كل غلاف فرعي :-

رمز الغلاف الفرعي	قيمة عدد الكم الفرعي	قيمة عدد الكم المغناطيسي	عدد الأفلاك في الغلاف الفرعي
S	0	0	1
P	1	(1 ,0 ,-1)	3
d	2	(2 ,1 ,0 ,-1 ،-2)	5
f	3	(3,2 ,1 , 0 , -1 ،-2 ،-3)	7

4- عدد الكم المغزلي :-

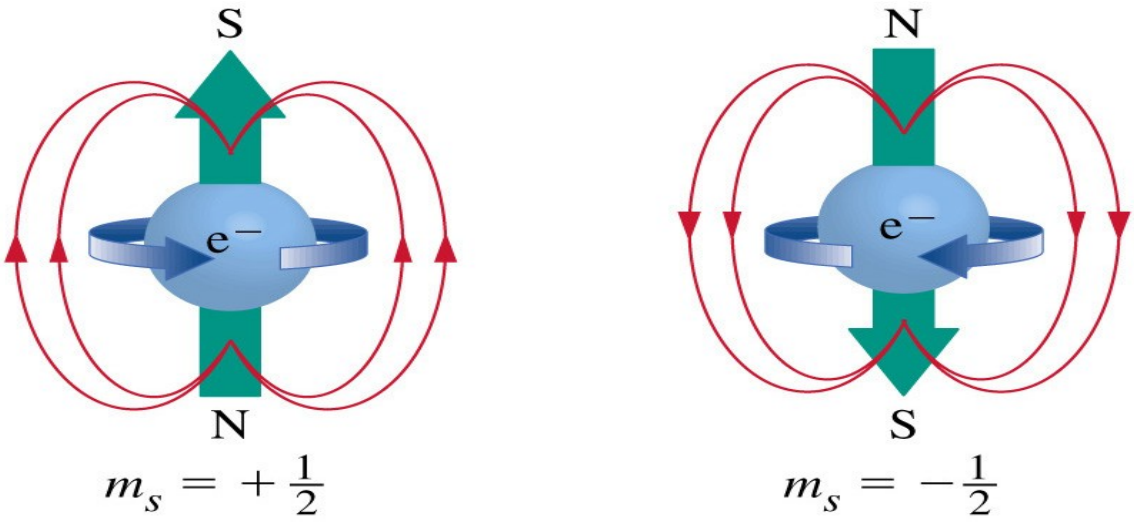
يرمز له بالرمز (ms) ويأخذ قيم ($-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$) .

1- اذا وجد إلكترونان في الفلك نفسه فان أحدهما يدور في اتجاه والآخر يدور في اتجاه معاكس له تماما

2- الفلك الواحد لايتسع لأكثر من إلكترونين اثنين (مبدأ باولي)

3- يتولد مجالين مغناطيسين متعاكسين في الاتجاه مما يقلل التنافر الكهربائي بين الإلكترونين و يحدث الاستقرار

4 - يشير الى اتجاه الدوران المحوري للإلكترون حول نفسه (اتجاه الغزل)

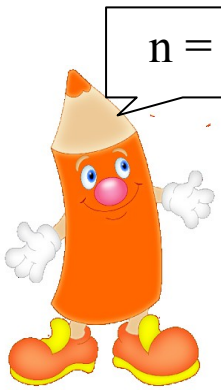


$m_s = +\frac{1}{2}$ $\qquad$ $m_s = -\frac{1}{2}$

عدد الإلكترونات في الغلاف الفرعي = عدد الأفلاك × 2

سؤال :-

إذا علمت أن عدد الكم الرئيس لإلكترون = 4 ، أجيبي عن الأسئلة الآتية



1- ما عدد المستويات الفرعية في الغلاف الرئيس الرابع ؟

عدد l من عدد $n = 4$

2- ما عدد أفلاك الغلاف الرئيس الرابع ؟

عدد الأفلاك $n^2 = 16$

3- ما اكبر عدد من الالكترونات يمكن ان يستوعبه هذا الغلاف ؟

السعة القصوى من الالكترونات $= 2n^2 = 32$

4- ما قيم عدد الكم الفرعية (l) في هذا الغلاف ؟

l = (0 , 1 ,2 , 3) أي (S , P , d , f)

5- ما القيم التي يمكن ان ياخذها عدد الكم المغناطيسي (m_l) ؟

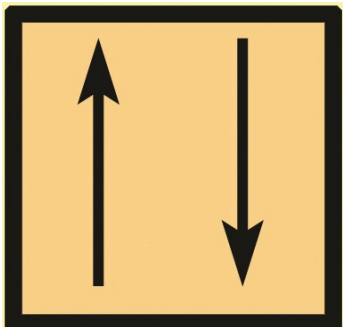
l = 3 $\quad$ ml = (-3، -2 ، -1 , 0 , 1 ,2 , 3)

مبدأ الاستبعاد لباولي :-

ينص مبدأ الاستبعاد لباولي على أن :-

لا يوجد في الذرة نفسها إلكترونان لهما أعداد الكم الأربعة نفسها و أن الفلك الواحد لا يستوعب أكثر من إلكترونين

الجدول التالي يبين أعداد الكم الأربعة (الإلكترونين في الفلك 3S) .



أعداد الكم الأربعة	n	ļ	mļ	ms
الإلكترون الأول	3	0	0	+½
الإلكترون الثاني	3	0	0	-½

المستوى الفرعي	عدد الأفلاك	سعة الالكترونات القصوى
S	1	2
P	3	6
d	5	10
f	7	14

مـــراجعة الـــدرس

1-عدد الكم الرئيس (n) :- عدد كمي ينتج من حل معادلة شرودنجر و تتحدد به طاقة المستويات الرئيسية و يأخذ قيم صحيحة موجبة و كلما زادت قيمة (n) ازدادت طاقة المستوى و معدل بعده عن النواة

عدد الكم الفرعي (ļ) :- هو عدد كمي ينتج من حل معادلة شرودنجر وهو عدد المستويات الفرعية الموجودة في كل مستوى رئيسي وعدد المستويات الفرعية في كل مستوى رئيس يساوي قيمة (n) لذلك المستوى

عدد الكم المغناطيسي (m_l):- هو عدد كمي ينتج من حل معادلة شرودنجر يدل على عدد الأفلاك التي يتكون منها المستوى الفرعي

عدد الكم المغزلي (ms) :- العدد الكمي ينتج من حل معادلة شرودنجر الذي يشير الى اتجاه دوران الالكترونات في الفلك نفسه

2 - عدد الكم الرئيس :- طاقة الغلاف و حجم المستوى ومعدل بعده عن النواة

عدد الكم المغناطيسي :- يحدد الاتجاه الفراغي للفلك وعدد الأفلاك التي يتكون منها الغلاف الواحد

3 - عدد المستويات الفرعية = عدد $n = 4$

4 - عدد أفلاك المستوى (d) = 5

5 - السعة القصوى للالكترونات في الغلاف الرئيس الرابع = $2n^2 = 2 (4)^2$

$2(16) = 32$ الكترون

6 - لان الإلكترون الثالث سيأخذ أعداد الكم نفسها لأحد الاكترونين في الفلك و سيغزل بشكل مشابه لاحد الالكترونين مما يولد مجال مغناطيسي مشابه لاحد المجالين فيزداد تنافر هذا الالكترون مع احد الكترونات الفلك و يبتعد مغادرا

7– لا يمكن ، لان ml تأخذ قيم [m_l + ⟶ صفر m_l -] = وبالتالي

قيم m_l تكون (2-، 1-, 0, 1, 2) فقط

حل مراجعة الوحدة الأولى

1- الطيف الكهرومغناطيسي :- جميع الأطوال الموجية التي يتكون منها الضوء

- طيف الانبعاث الخطي :- مجموعة من الأطوال الموجية للضوء الصادر عن ذرات العنصر المثارة عند عودة الالكترون فيها الى حالة الاستقرار

- الطيف المتصل :- مجموعة الأطوال الموجية التي تظهر في صورة مجموعة من الألوان المتتابعة المتداخلة (قوس المطر) التي يتكون منها الضوء العادي

- الفوتون :- جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء ، ويحمل كل منها مقدارا محددا من الطاقة وهي تعبر عن الطبيعة الموجية المادية للضوء

2- لأنه عند إثارة ذرة الهيدروجين فإنها سرعان ما تعود الى حالة الاستقرار وتفقد الطاقة بمقادير محددة بناء على فرق الطاقة بين المستويين الذي انتقل الإلكترون بينهما

3- (أ) الإشعاع 2 يمثل فرق الطاقة بين المستويين الثالث و الثاني $n_2= 3$, $n_1=2$

$$\Delta E= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2}\right) \Rightarrow 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right) =$$

$$\Delta E= 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{9}{36} - \frac{4}{36}\right) = 3 \times 10^{-18} \quad J$$

ب) يمكن حساب طول الموجة لهذا الإشعاع و مقارنته بالطول الموجي لمنطقة الضوء المرئي لذا نحسب أولا طاقة الإشعاع ثم نحسب تردده و طول موجته حيث أن :- $n_2= 4$, $n_1= 1$

$$\Delta E= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \Rightarrow 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

$$= 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{16}{16} - \frac{1}{16}\right)$$

$$\Delta E= 2.04 \times 10^{-18} \quad j$$

$$\Delta E = h \times V \Rightarrow 2.04 \times 10^{-18} = 6.63 \times 10^{-34} \times V$$

$$\mathbf{V} = 0.3 \times 10^{16} \text{ Hz}$$

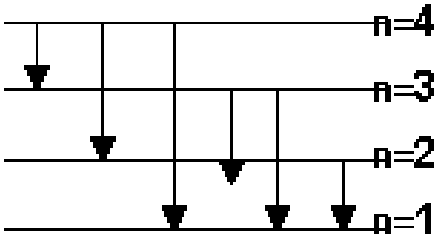
نحسب أخيرا الطول الموجي من العلاقة :- $C = \lambda \times V$

$$3.0\times 10^{8} = \lambda \times 0.3 \times 10^{16} \Rightarrow \lambda = 10 \times 10^{-8} \text{ m}$$

$$1\text{m} = 10^{9} \text{ nm}$$

بتحويل طول الموجة إلى وحدة نانوميتر بالضرب في 10^9 فيصبح طول الموجة : $100\ nm$ وانه يقع خارج منطقة الضوء المرئي لان منطقة الضوء المرئي من **(350 nm – 800 nm)**

ج) عن طريق الرسم عدد خطوط الطيف عند عودة الذرة الى حالة الاستقرار = 6 خطوط



(4 $\quad n_1= 2 \quad , \quad n_2= 4$

$$E= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right)$$

$$= 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{16}\right)$$

$$= 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{3}{16}\right) = 0.41\times 10^{-18}\ J$$

(5) أ $\quad E= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$

$$0.21R_H = 2.18\times 10^{-18} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n_2^2}\right) = 0.21-0.25 = -\frac{1}{n^2}$$

$$n^2= 25 \Longrightarrow n= 5$$

ب) بناء على الشكل (9) الذي يمثل خطوط طيف ذرة الهيدروجين تبين انه يقع في منطقة الضوء المرئي و لون الخط أزرق

(6 $\quad n_1= 2 \quad , \quad n_2= 5$ نطبق في العلاقة من دون التعويض بقيمة R_H كما يلي :-

$$\Delta E= R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2}\right) \Longrightarrow R_H \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{25}\right) = R_H \left(\frac{21}{100}\right) = 0.21\ R_H\ J$$

7) أ) نحسب طول الموجة الاولى (FM) و التردد مقاس بالميغا هيرتز (MH_Z) لذا يجب تحويله الى هيرتز بالضرب في 10^6 حيث أن $1\ MH_Z = 10^6\ H_Z$

$V = 9 \times 10^7\ H_Z$ ومن العلاقة $C = \lambda \times V$ نحسب الطول الموجي

$$3.0\times 10^8 = \lambda \times 9 \times 10^7$$

$$= 3.3 \times 10^{-2}\ m$$

نحسب طول الموجة الثانية (AM) و التردد مقاس بالكيلو هيرتز (KH_Z) لذا يجب تحويله إلى هيرتز بالضرب في 10^3حيث أن $1\ KH_Z = 10^3\ H_Z$

$V= 1.035 \times 10^6\ H_Z$ ومن العلاقة $C = \lambda \times V$ نحسب الطول الموجي

$$3.0\times 10^{8} = \lambda \times 1.035 \times 10^{6}$$

$$= 2.9 \times 10^{2} \text{ m}$$

ب) طاقة الفوتون الأول (FM) نحسبها من العلاقة $\Delta E = h \times V$

$$\Delta E = 6.63 \times 10^{-34} \times 9 \times 10^{7} \Rightarrow = 5.967\times 10^{-26} \text{ J}$$

طاقة الفوتون الثاني (AM) $\Delta E = h \times v$

$$\Delta E = 6.63 \times 10^{-34} \times 1.035 \times 10^{6} \Rightarrow = 6.86 \times 10^{-28} \text{ J}$$

ج) الموجة (FM) هي أقصر الموجات و يمثلها النموذج B

8) أ) الطول الموجي الأقصر : R

ب) الطول الموجي الأطول :- Z

ج) التردد الأعلى : R

د) أقل طاقة :- Z

9) لتحويل ذرة الى أيون موجب يجب نقل الإلكترون إلى مستوى اللانهاية حيث يضعف جذب النواة لهذا الإلكترون أي يصبح بعيدا عنها و تفقد الذرة هذا الإلكترون أي أن $n_2 = \infty$, $n_1 = ??$

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

$$0.11\ R_H = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{\infty^2}\right)$$

$$0.11 = \frac{1}{n^2}$$

$$n^2 = 9 \Rightarrow n = 3$$

10) - طول موجة الإشعاع : 121 نانوميتر لذا نحسب الطول الموجي بالمتر :-

$1 \text{ m} = 10^{9} \text{ nm}$ لذا الطول الموجي $= \lambda$

$\lambda = 121 \times 10^{-9}$ متر أو 1.21×10^{-7}

أ) لحساب طاقة الإشعاع نحسب تردد الموجة ثم طاقة الإشعاع كما يلي :-

$$C = \lambda \times V$$

$$3.0\times 10^{8} = 1.21 \times 10^{-7} \times V \Rightarrow V = 0.247 \times 10^{16} \text{ Hz}$$

نحسب الطاقة من العلاقة $\Delta E = h \times V$

$$\Delta E = 6.63 \times 10^{-34} \times \ 0.247 \ \times 10^{16}$$

$$\Delta E = 1.64 \times 10^{-18} \ j$$

ب)

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

$$1.64 \times 10^{-18} = 2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

$$0.75 = 1 - \frac{1}{n^2}$$

$$0.25 = \frac{1}{n^2}$$

$$n^2 = 4 \Longrightarrow n = 2$$

11) عدد المستويات الفرعية المحتملة = 3

b) عدد الأفلاك في هذا المستوى = $n^2 = (3)^2 = 9$

C) السعة القصوى من الالكترونات ($2n^2$) = $2 (3)^2 = 18$

d) قيم أعداد الكم الفرعية = 0، 1 ، 2

12) أ) 2S

ب) 4P

13)

رقم الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
رمز الاجابة	ج	ب	ب	أ	ج	د	ج	ب	د	أ	أ

الوحـــدة الثانية

التوزيع الإلكتروني

والدوريـــــة

التوزيـــــع الالكتروني للـــــذرات

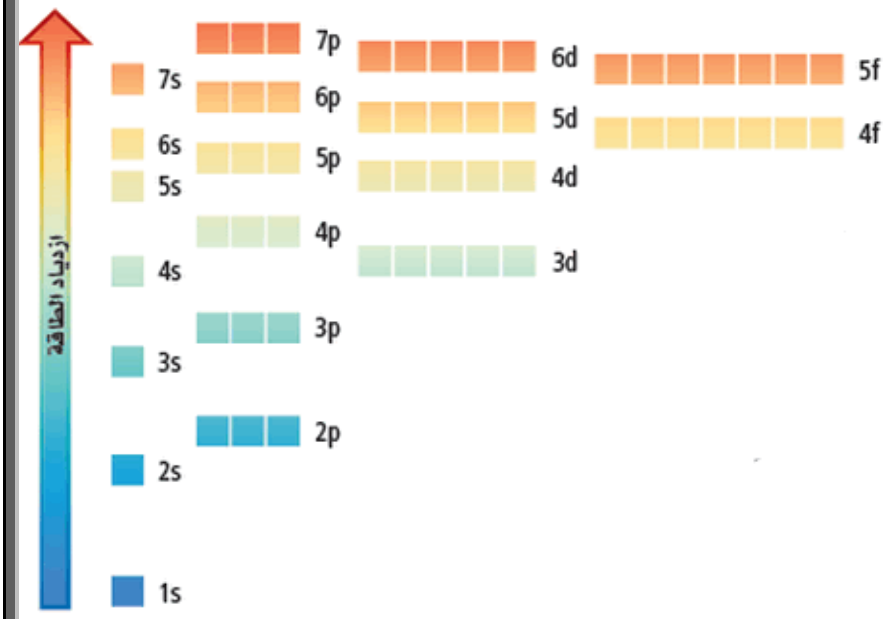
مـا هو التوزيع الالــكتروني ؟

هو عملية ترتيب الالكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة

مـا هو العدد الــذري ؟

هو عدد البروتونات الموجبة في النواة و يساوي عدد الالكترونات في الذرة المتعادلة

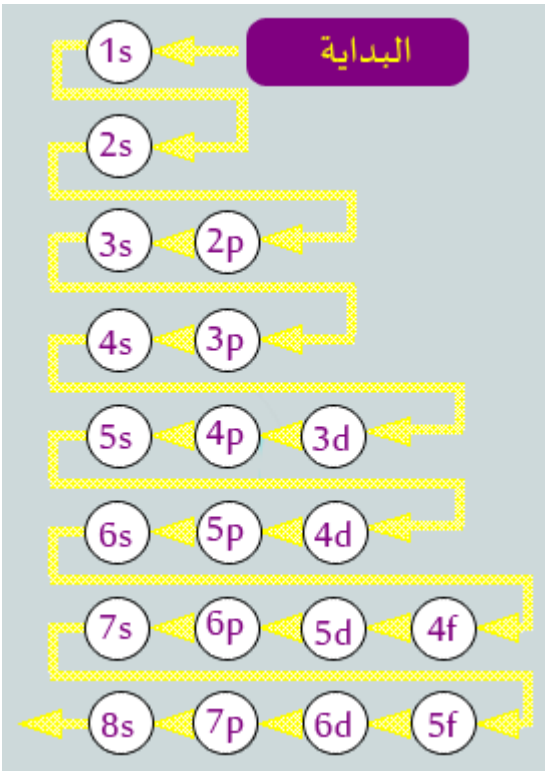
مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي



ينص على أن :-

امتلاء الأفـــلاك بالالكترونات تبعا لتزايد طاقتهـــا ، بحيث تـــوزع الالكترونـــات أولا فـــي أدنـــى مستويـــات الطاقة ثم تمـــلأ المستويـــات العليا للطاقـــة

أهم بنود مبدأ اوفباو :-



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

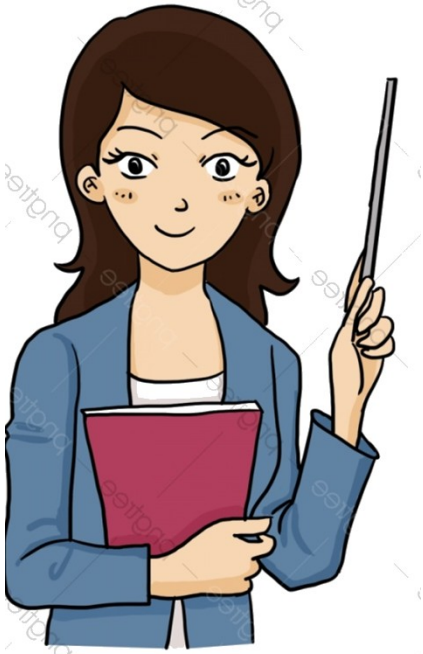
2- تبدأ المستويات بالتداخل بعد المستوى الفرعي 3p

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

4- تملأ الالكترونات بالمستوى الفرعي الأقل مجموعا (n+ l)

5- اذا كان مجموع (n+ l) متساويا فإن المستوى الفرعي الأقل طاقة يملأ أولا و يكون الأقل قيمة (n)

المستوى الفرعي 4S يملأ بالالكترونات قبل المستوى 3d لأن :-

مجموع القيم (n+ l) للمستوى 4S تساوي (4+0=4) و مجموع القيم (n+ l) للمستوى 3d تساوي (3+2=5)

يملأ المستوى 5d بالالكترونات قبل المستوى 6p مع العلم أن مجموع (n+ l)هو (7) لكل من المستويين الفرعيين (5d,6p) لأن :-

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

* 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) بينما مجموع القيم (n+ l)للمستوى 5p تساوي (5+1=6) و في هذه الحالة مجموع (n+ l)متساوي 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) و مجموع القيم (n+ l) للمستوى 5f تساوي (5+3=8) في هذه الحالة المستوى الفرعي 6p الأقل طاقة

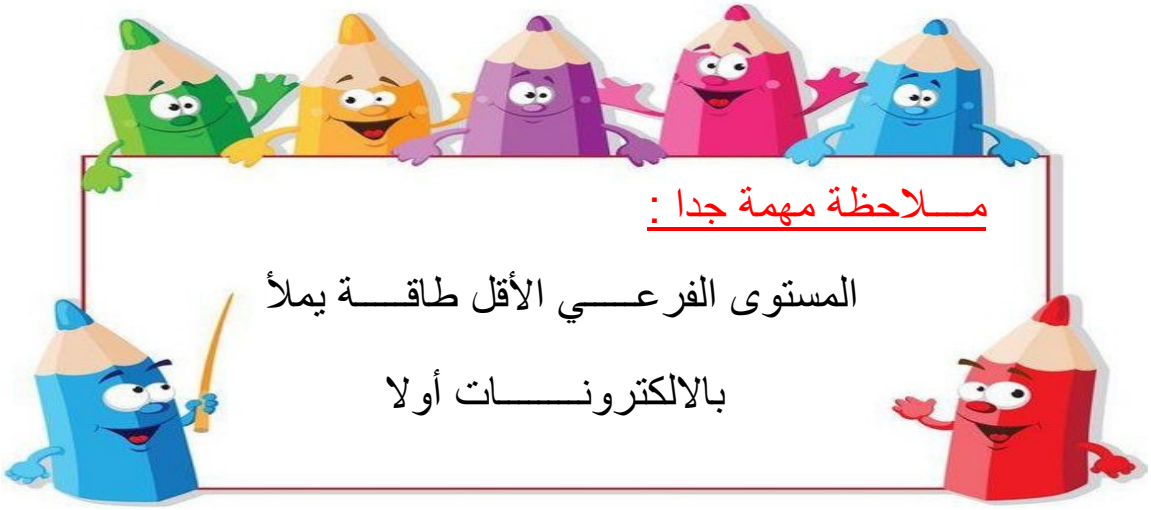
رتبي الأغلفة الفرعية الاتية تبعا لتزايد طاقتها :-

4P , 4d , 4f , 5S , 5P , 5d , 6d , 5f

الجواب 4P 5S 4d 5P 4f 5d 5f 6d تزداد الطاقة ⟵

تكتب مستويات الطاقة على النحو التالي :-

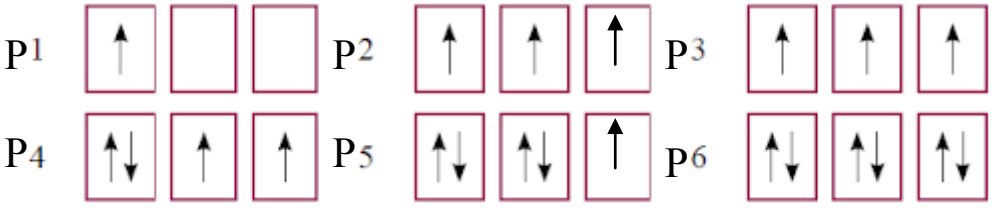
1S , 2S , 2P , 3S, 3P, 4S , 3d , 4P , 5S , 4d , 5P , 6S , 4f , 5d , 6P , 7S



قاعـدة هوند :-

توزع الالكترونات فرادى على الأفلاك وبنفس الاتجاه ، إذا زاد الكترونات نعيد التوزيع من البداية بعكس الاتجاه .

الشكل أدناه يمثل توزيع الالكترونات في أفلاك المستوى الفرعي p توزع منفردة على الأفلاك في اتجاه الغزل نفسه الشكل (1,2,3) وعند إضافة إلكترون رابع وخامس وسادس فإنها تضاف في اتجاه غزل معاكس (4 , 5 , 6)

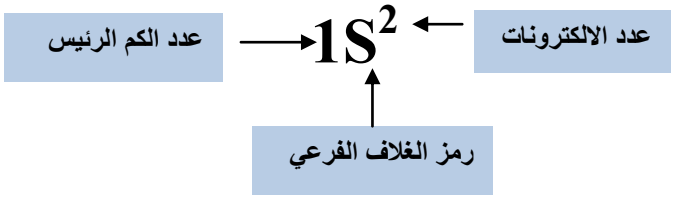


حددي الالكترونات المنفردة في الشكل :-

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

قواعد التوزيع الالكتروني :-

حيث تدل الرموز على مايلي :-

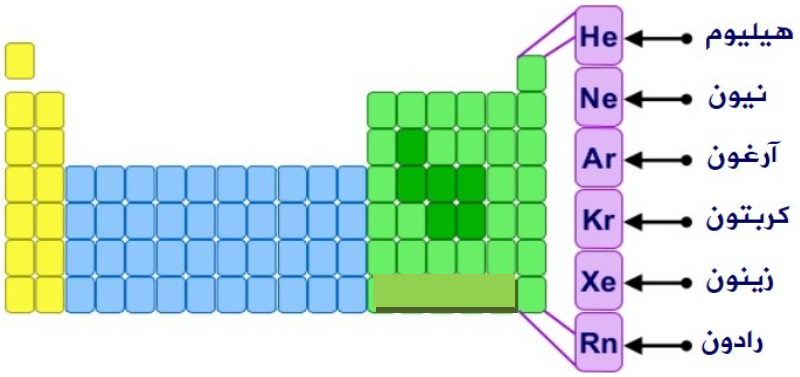


الجدول يمثل التوزيع الالكتروني لأول عشر عناصر في الجدول الدوري

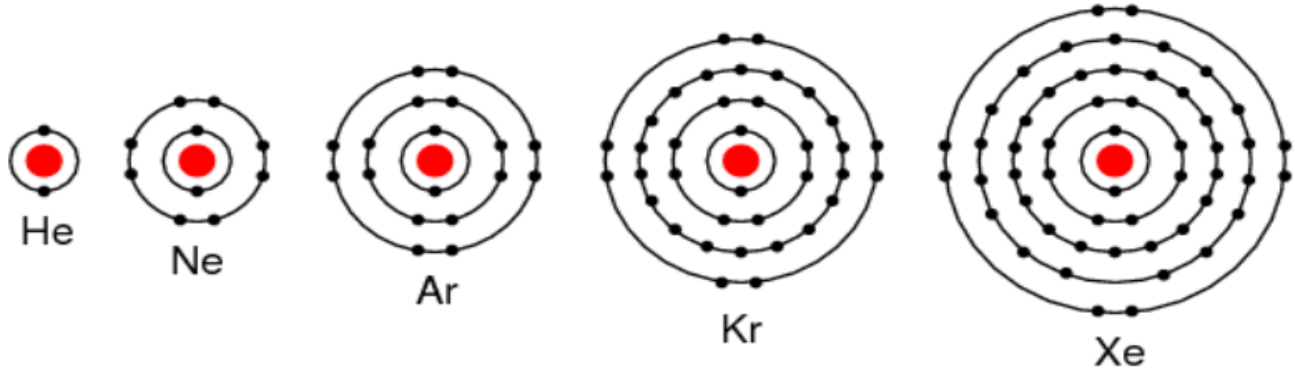
العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المستويات	الترميز الإلكتروني
الهيدروجين H	1	↑	$1s^1$
الهيليوم He	2	↑↓	$1s^2$
الليثيوم Li	3	↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البيريليوم Be	4	↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2$
البورون B	5	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون C	6	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين N	7	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين O	8	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور F	9	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون Ne	10	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

التوزيع الالكتروني بدلالة الغاز النبيل :-

الغازات النبيلة هي عناصر المجموعة الثامنة من الجدول الدوري و هي خاملة كيميائيا و مستقرة الكترونيا غير نشطة لا تدخل في التفاعلات ولا تكون مركبات أي لا تميل لفقد أو اكتساب الكترونات في الظروف العادية



تمتاز الغازات النبيلة بأن غلافها الأخير ممتلئ بالالكترونات أي تحتوي على 8 الكترونات في الغلاف الأخير بإستثناء الهليوم الذي يحتوي على 2 في غلافه الأخير



الجدول التالي يمثل التوزيع الالكتروني لعدد من الغازات النبيلة :-

العنصر النبيل	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الالكتروني
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	$1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4p^6$

يمكن كتابة التوزيع الالكتروني بدلالة الغاز النبيل وذلك بالاستعاضة عن الأغلفة الرئيسية الممتلئة للعنصر فيكون التوزيع الالكتروني كالتالي

عند كتابة التوزيع الالكتروني للصوديوم والمغنيسيوم والألمنيوم مثلا يكون كما يلي :-

$_{11}Na$: $1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^1$ / $_{12}Mg$: $1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2$ / $_{13}Al$: $1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^1$

$_{11}Na$: [Ne] $3S^1$ / $_{12}Mg$: [Ne] $3S^2$ / $_{13}Al$: [Ne] $3S^2 3P^1$

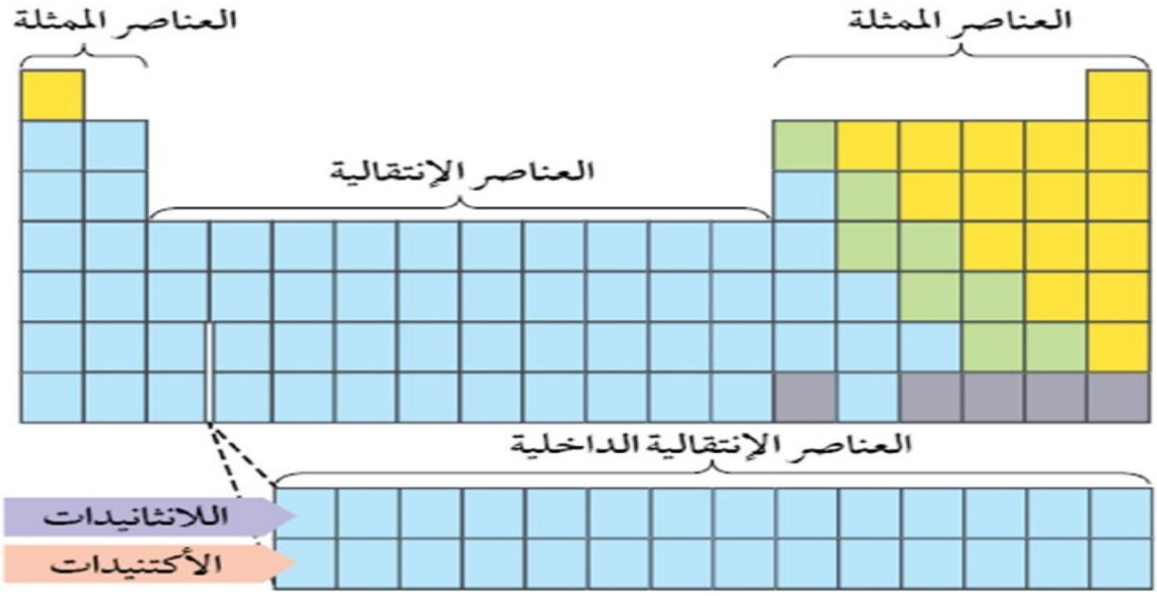
الجدول الدوري :-

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

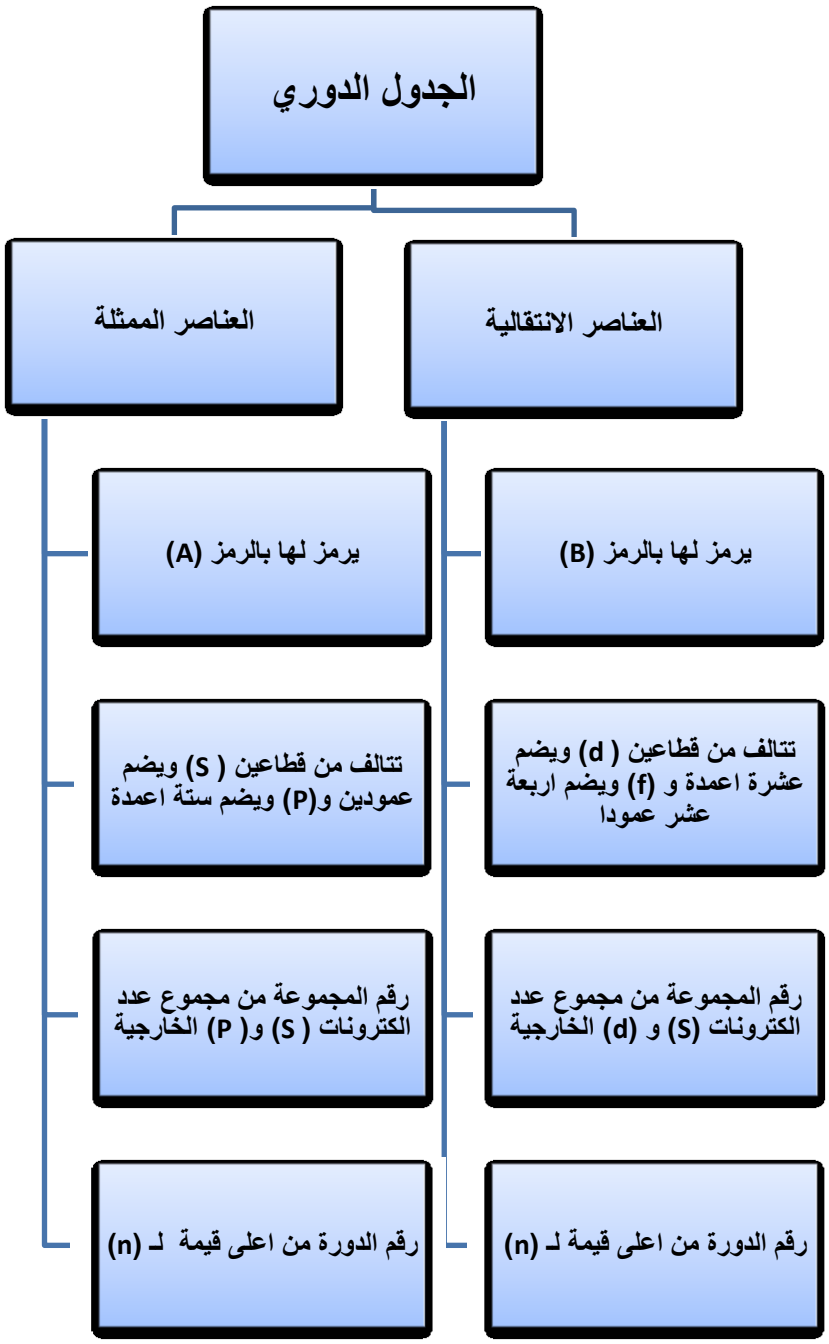
يتكون الجدول الدوري من 7 دورات تمثل المستويات الرئيسية للطاقة حول النواة و يضم 18 مجموعة بحيث تترتب العناصر المتشابهة في خصائصها الكيميائية في مجموعة واحدة و ترقم أقسامه بالأرقام اللاتينية

تقسم العناصر في الجدول الدوري إلى قسمين رئيسيين :-

1- العناصر الممثلة 2- العناصر الانتقالية



وفيما يلي مقارنة بين أهم المجموعات الرئيسية في الجدول الدوري



المجموعة :-

هي الخط العمودي في الجدول الدوري

الدورة :-

هي الخط الأفقي في الجدول الدوري

العناصر الانتقالية (B):-

1- تتكون من (8) مجموعات .

2- تقسم إلى عناصر انتقالية رئيسية وعناصر انتقالية داخلية .

3- تبدأ من الدورة الرابعة .

4- جميع العناصر الانتقالية فلزات .

5- ينتهي توزيعها الالكتروني بـ (d) أو (f) .

6- دائما تكون ايونات موجبة في الأغلب (+2) .

7- يكون لها أكثر من عدد تأكسد (Fe^{+2}) / (Fe^{+3}) .

8- يتم تحديد رقم مجموعة العنصر الانتقالي الرئيسي وفقا للقواعد الآتية :-

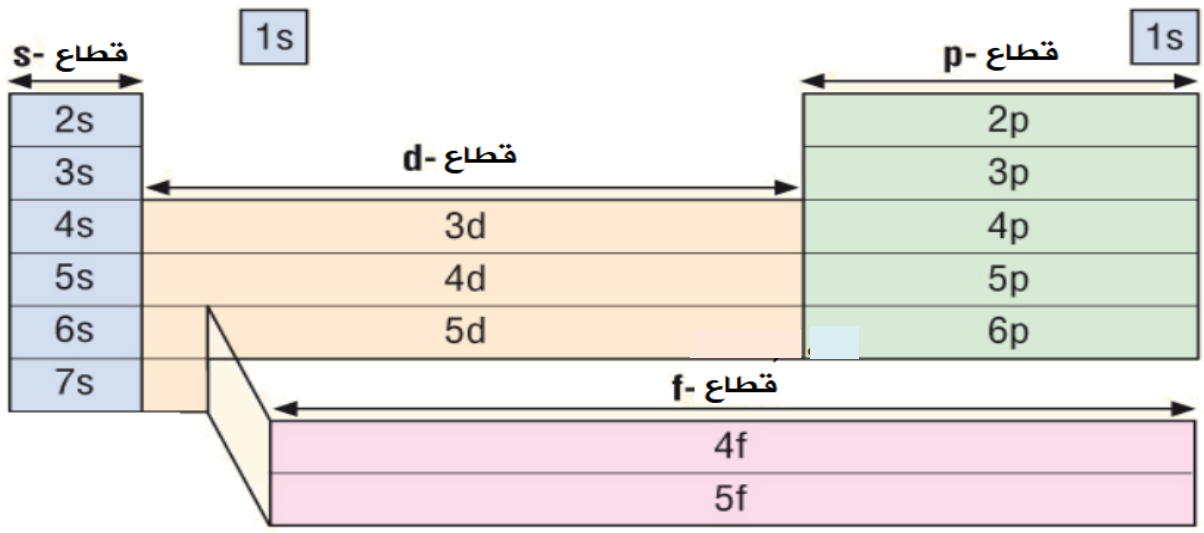
أ- إذا كان مجموع الكترونات (S) و (d) في الغلاف الأخير يساوي (3-7) فان رقم المجموعة يساوي هذا المجموع .

ب- إذا كان مجموع الكترونات (S) و (d) في الغلاف الأخير يساوي (8- 10) فان رقم المجموعة يقع في المجموعة الثامنة .

ج- إذا كانت أفلاك (d) ممتلئة بعشرة الكترونات فان رقم المجموعة يحدده الكترونات (S) فقط ، فيكون أما في المجموعة الأولى أو الثانية .

قطاعات الجدول الدوري :-

يتألف الجدول الدوري من 4 قطاعات كما في الشكل التالي :-



العناصر الممثلة (A) :-

1- تتكون من (8) مجموعات .

2- تقسم إلى فلزات ولافلزات و أشباه فلزات .

3- ينتهي توزيعها الالكتروني بـ (s) أو (p)

4- العناصر التي تقع في الدورة الأولى ينتهي توزيعها بالغلاف 1S

5- العناصر التي تقع في الدورة الثانية ينتهي توزيعها بالغلاف 2P , 2S

6- العناصر التي تقع في الدورة الثالثة ينتهي توزيعها بالغلاف 3P , 3S

كيف يتم تحديد رقم المجموعة في الجدول الدوري ؟

1 - نقوم بالتوزيع الالكتروني

2- جمع الكترونات آخر مستوى رئيس (n) أي أعلى قيمة ل (n) و تسمى الكترونات التكافؤ

مثال :- يقع المغنيسيوم في المجموعة الثانية :- $_{12}Mg : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2$

$_{16}S : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^4$ يقع الكبريت في المجموعة السادسة

$_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3$ يقع النيتروجين في المجموعة الخامسة

$_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$ يقع الكلور في المجموعة السابعة

كيف يتم تحديد رقم الدورة في الجدول الدوري ؟

1 - نقوم بالتوزيع الالكتروني

2- يتم تحديد أعلى عدد كم رئيس (n) في التوزيع الالكتروني فيكون هو رقم الدورة

$_{11}Na : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^1$ يقع الصوديوم بالدورة الثالثة

$_{20}Ca : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2$ يقع الكالسيوم بالدورة الرابعة

$_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3$ يقع النيتروجين في الدورة الثانية

$_{2}He$: $1S^2$ يقع الهيليوم في الدورة الأولى

كيف يتم تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي في الجدول الدوري ؟

رقم المجموعة = الكترونات S(n) + الكترونات d(n-1)

* إذا كان مجموع الكترونات (S) و (d) في الغلاف الأخيرمن (3) الى (7) فان رقم المجموعة هو نفسه مجموع الالكترونات

مثال :- الكروم

$_{24}Cr$: $[Ar]\ 4S^1 3d^5$ يقع الكروم في المجموعة السادسة **6B**

* إذا كان مجموع الكترونات (S) و (d) في الغلاف الأخير من (8) الى (10) فان رقم المجموعة هو المجموعة الثامنة

مثال : النيكل

$_{28}Ni$: $[Ar]\ 4S^2 4d^8$ يقع النيكل في المجموعة الثامنة **8B**

* اذا كان الغلاف الفرعي d مملوء ب (10) الكترونات يكون رقم المجموعة هو عدد الكترونات الغلاف الفرعي (S)

مثال : النحاس

$_{29}Cu$: $[Ar\ ]4S^1\ 3d^{10}$ يقع النحاس في المجموعة الأولى **1B**

التوزيع الالكتروني لأيونات العناصر

مـاهو الأيون ؟

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

العناصر الممثلة :-

تميل لفقد أو كسب عدد من الالكترونات لتصل إلى توزيع الكتروني لأقرب غاز نبيل (المستقر الكترونيا)

الأيون السالب :- يكتسب الالكترون ، عدد -e = العدد الذري + مقدار الشحنة

مثال :- $_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3 \Longrightarrow {}_{7}N^{-3} : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

$_{16}S : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^4 \Longrightarrow {}_{16}S^{-2} : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6$

الأيون الموجب :- يفقد الالكترون ، عدد -e = العدد الذري - مقدار الشحنة

مثال :- $_{11}Na : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^1 \Longrightarrow {}_{11}Na^{+1} : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

$_{20}Ca : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 \Longrightarrow {}_{20}Ca^{+2} : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6$

العناصر الانتقالية :-

جميع العناصر الانتقالية فلزات تميل لفقدان الالكترونات و تكوين أيونات موجبة حيث يتم فقد الالكترونات من المستوى الفرعي الخارجي (S) ثم المستوى الفرعي (d)

مثال :-

التوزيع الالكتروني لذرة الحديد $_{26}Fe: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^6$

التوزيع الالكتروني لأيون الحديد الثنائي $_{26}Fe^{+2}: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^6$

التوزيع الالكتروني لأيون الحديد الثلاثي $_{26}Fe^{+3}: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^5$

مـــراجعة الـــدرس

1 - أ) التوزيع الالكتروني للعناصر كالتالي :-

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

$_{27}Co: 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^7$

$_{33}As : [Ar]\ 4S^2 3d^{10} 4P^3$

$_{13}Al : [Ne]\ 3S^2 3P^1$

$_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$

ب) وج) و د)

العنصر	$_{8}O$	$_{13}Al$	$_{17}Cl$	$_{27}Co$	$_{33}As$
الدورة	الثانية	الثالثة	الثالثة	الرابعة	الرابعة
المجموعة	السادسة	الثالثة	السابعة	الثامنة	الخامسة
نوع العنصر	ممثل	ممثل	ممثل	انتقالي	ممثل
الالكترونات المنفردة	2	1	1	3	3

هـ) مجموعة الكلور المجموعة السابعة و الدورة الرابعة أي المستوى الرئيس الرابع أي أن العدد الذري = 35

و) دورة الأكسجين الدورة الثانية و المجموعة الثالثة أي أن العدد الذري = 5

ز) $_{13}Al^{+3}$:[He] $2S^2 2p^6$ و $_{33}As^{-3}$: [Ar] $4S^2 3d^{10} 4P^6$

(2

أيونه الثنائي السالب ينتهي بالتوزيع الالكتروني $3P^6$ أي انه اكتسب الكترونين وكان في السابق $3P^4$ فيكون التوزيع الالكتروني له كالتالي :

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$ و عدده الذري = 16

(3

أيونه الثلاثي الموجب ينتهي بالتوزيع الالكتروني $3d^4$ أي انه فقد ثلاث الكترونات اثنان من الغلاف الخارجي 4S وواحد من الغلاف 3d فيكون التوزيع الالكتروني له كالتالي :-

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^5$ و عدده الذري = 25

الخصائص الدورية للعناصر

تتفاوت خصائص العناصر حسب الانتقال من اليسار لليمين أو من الأعلى إلى الأسفل

الخصائص الدورية للعناصر :- مثل 1- الحجم الذري

2- طاقة التأين

3 - السالبية الكهربائية

مـاهـــــو الحجم الذري ؟

هو الفراغ الذي تتوزع فيه الكترونات الذرة ويقاس بالاعتماد على نصف القطر الذري أو تصف القطر التساهمي .

مـاهو نصف القطر الذري ؟

هو نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة لعنصر الفلز أو نصف المسافة الفاصلة بين نواتي ذرتي عنصر في الحالة الغازية بينهما رابطة تساهمية

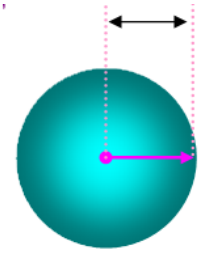
بمـاذا يقـاس نصف القطر الذري ؟

يقاس بوحدة البيكوميتر $pm= 10^{-12}m$

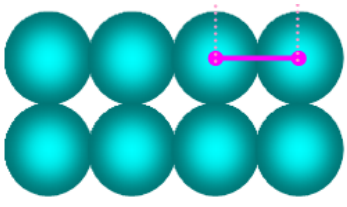
العوامل المؤثرة على نصف القطر و الحجم الذري :-

1- عدد الكم الرئيس 2- شحنة النواة الفعالة

نصف القطر الذري



نصف قطر ذرة الحديد



قطعة حديد Fe

فسري :-

يزداد نصف القطر الذري و الحجم الذري عند زيادة العدد الذري بالاتجاه من الأعلى الى الأسفل في المجموعة الواحدة

بسبب زيادة رقم المستوى الخارجي (n) مع بقاء تأثير جذب النواة لالكترونات المستوى الخارجي ثابتا مما يزيد من بعد الالكترونات الخارجية عن النواة

مـاهي شحنة الــنواة الفـعـالة ؟

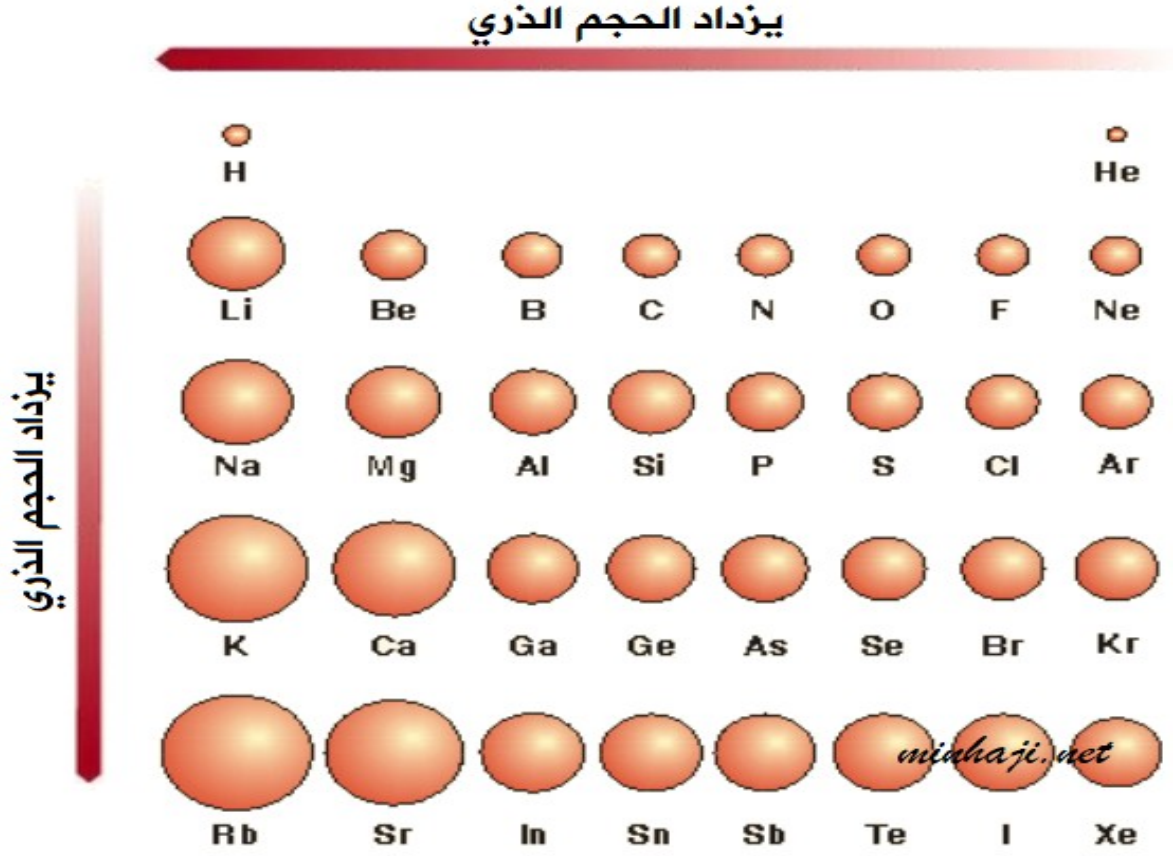
هي القدرة الفعلية للنواة الموجبة على جذب الكترونات التكافؤ بعد تأثير الالكترونات الحاجبة

فسري :-

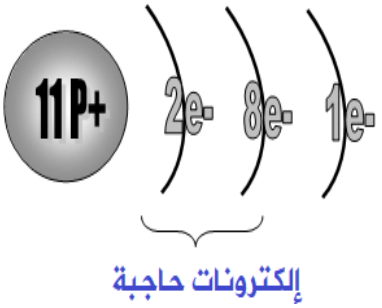
الالكترونات في الغلاف الخارجي لا تتأثر بكل الشحنة الموجبة للنواة ؟

لأن الكترونات المستويات الداخلية تقوم بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الالكترونات الخارجية

الشكل يمثل نصف القطر والحجم الذري للذرات في الجدول الدوري :-

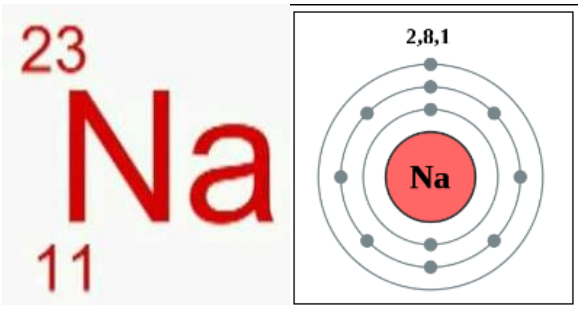


مثال :- في ذرة الصوديوم الإلكترون في الغلاف الخارجي لذرة الصوديوم يفصله عن النواة 10 الكترونات في الأغلفة الداخلية وتقوم هذه الالكترونات العشرة بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الإلكترون الخارجي لذا تكون شحنة النواة الموجبة التي تتأثر بها الالكترونات الخارجية أقل من الشحنة الحقيقية للنواة .



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

إلكترونات حاجبة



فسري :- يقل نصف القطر الذري و الحجم الذري بالاتجاه من اليسار إلى اليمين في الدورة الواحدة ؟

لأنه عند الانتقال من اليسار لليمين تزداد شحنة النواة الفعالة بزيادة العدد الذري مما يزيد من تأثير جذب النواة للالكترونات التكافؤ فيزداد اقترابها من النواة

فسري :- يقل الحجم الذري في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري ؟

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

فسري :- شحنة النواة الفعـالة ثابتة تقريبا لعنـاصر المجموعة الواحـدة ؟

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

أي الذرتين أكبر حجما Be , Ba ؟

يقع البريليوم و الباريوم في نفس المجموعة (الثانية) ويختلفان برقم الدورة بناء على التوزيع الالكتروني كالتالي :-

$_{4}Be : [He]\ 2S^2$, $_{56}Ba : [Xe]\ 6S^2$

وبزيادة (n) يزداد الحجم الذري أي أن Ba أكبر حجما من Be

أي الذرتين أكبر حجما Al , Mg ؟

يقع المغنيسيوم و الألمنيوم بنفس الدورة (الثالثة) ويختلفان برقم المجموعة بناء على التوزيع الالكتروني كالتالي :-

$_{12}Mg : [Ne]\ 3S^2$ $_{13}Al : [Ne]\ 3S^2 3P^1$

و عند الانتقال من اليسار لليمين في الدورة الواحدة يقل الحجم الذري أي أن المغنيسيوم Mgأكبر حجما

وضحي أثر شحنة النواة الفعـالة في حجوم ذرات العنـاصر S , Na ؟

$_{11}Na : [Ne]\ 3S^1$ و $_{16}S : [Ne]\ 3S^2 3P^4$

يقع الصوديوم و و الكبريت في الدورة الثالثة و يتساويان بعدد المستويات الرئيسية و يتساويان بعدد الالكترونات الداخلية (الالكترونات الحاجبة) و يختلفان بعدد البروتونات الموجبة في النواة

بروتونات الصوديوم Na :- أقل عددا مما يعني أن الصوديوم أقل قدرة على جذب الكترونات المستوى الخارجي و أكبرها من حيث الحجم الذري

بروتونات الكبريت S :- أكثر عددا و يمتلك العدد الأكبر من البروتونات الموجبة في النواة مما يزيد في جذب الكترونات المستوى الخارجي فيقل الحجم الذري

نصف القطر الأيوني

تؤدي عملية تأين الذرات إلى اختلاف توزيعها الالكتروني ولذا فإن حجوم الأيونات تختلف عن ذراتها تبعا لإضافة الالكترونات أو فقدها

الأيون السالب	يكتسب الإلكترون , عدد -e = العدد الذري + مقدار الشحنة

فسري :- حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرتها المتعادلة .

بسبب كسب الالكترونات مما يؤدي إلى زيادة عدد الكترونات المستوى الخارجي وزيادة التنافر بين الالكترونات

مثال :- $_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3 \Longrightarrow {}_{7}N^{-3} : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

$_{16}S : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^4 \Longrightarrow {}_{16}S^{-2} : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6$

الأيون الموجب يفقد الإلكترون ، عدد -e = العدد الذري - مقدار الشحنة

فسري :- حجم الأيون الموجب أقل من حجم ذرتها المتعادلة .

بسبب فقدان الالكترونات مما يؤدي إلى تقليل عدد مستويات الأيون الرئيسية وزيادة جذب النواة للالكترونات في المستويات الخارجية

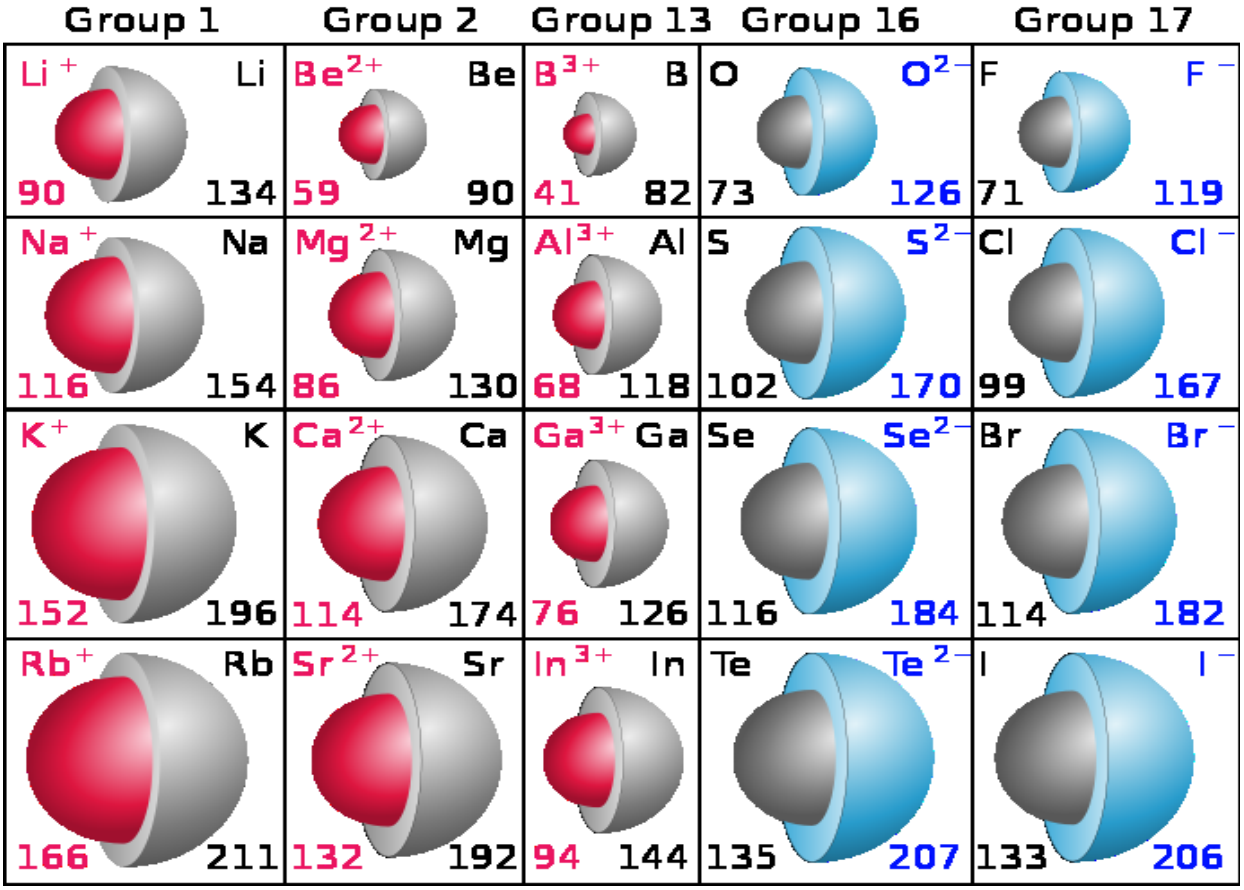
مثال :-

$_{11}Na : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^1 \Rightarrow {}_{11}Na^{+1} : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

$_{20}Ca : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 \Rightarrow {}_{20}Ca^{+2} : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6$

لا يتغير العدد الذري للعنصر
(عدد البروتونات) عندما يفقد أو
يكتسب إلكترونا أو أكثر

يبين الشكل حجوم الأيونات الموجبة والسالبة و ذراتها المتعادلة



حجم الأيون الموجب :- حجم الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته المتعادلة بسبب نقصان (n) فيزيد تأثير شحنة النواة الفاعلة ويزيد الجذب فيقل الحجم .

حجم الأيون السالب :- حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة بسبب دخول الكترون أو أكثر غلاف الذرة الخارجي مما يزيد من التنافر بين الألكترونات فيزداد الحجم .

الأيونات السالبة كلما زادت شحنتها السالبة يزداد حجمها $_{9}F^{-1}$ ، $_{8}O^{-2}$ ، $_{7}N^{-3}$ ←

الأيونات الموجبة كلما زادت شحنتها الموجبة قل حجمها $_{11}Na^{+1}$ ، $_{12}Mg^{+2}$ ، $_{13}Al^{+3}$ →

سؤال :-

أيهما أصغر حجما $_{20}Ca^{+2}$ أم $_{17}Cl^{-1}$ مع ذكر السبب ؟

حجم $_{20}Ca^{+2}$ أصغر لان شحنة النواة الفاعلة في أيون الكالسيوم أكبر من شحنة النواة الفاعلة في أيون الكلور ، حيث أن الإلكترونات الأخيرة في أيون الكالسيوم منجذبة إلى 20 بروتون بينما تنجذب الإلكترونات الأخيرة لأيون الكلور إلى 17 بروتون لذا يكون الحجم الذري لأيون الكالسيوم أصغر

أي الذرتين أكبر حجما O , O^{-2} ؟

بناء على التوزيع الالكتروني نجد أن $_{8}O : 1S^2\ 2S^2 2p^4$ و $_{8}O^{-2} : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

وبالتالي نلاحظ أن الذرة وأيونها السالب يمتلك العدد نفسه من المستوى الرئيسي (n) وعدد الكترونات المستوى الخارجي للأيون يزداد نتيجة اكتساب الالكترونات مما يؤدي إلى زيادة التنافر بينها وبالتالي يزداد حجم الأيون أي أن حجم أيون الأكسجين أكبر حجما من ذرة الأكسجين نفسها

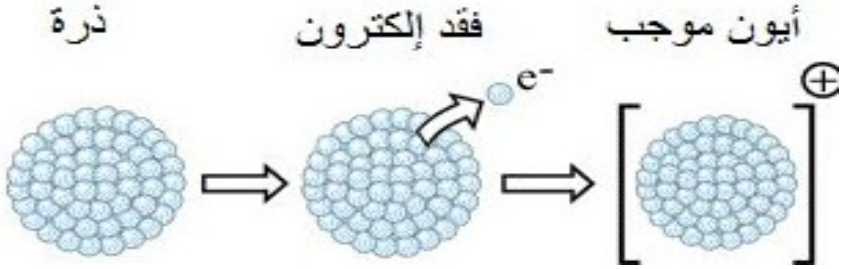
طاقـــــة التأين

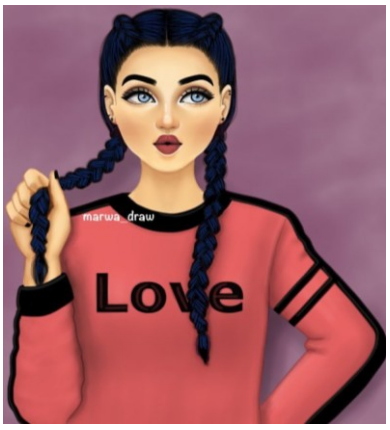
طاقة التأين :-

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

مثال :- الليثيوم العدد الذري = 3 أي يمتلك 3 طاقات تأين

تتفاوت قابلية ذرات العناصر في فقدان الالكترونات حسب قوة ارتباط هذه الالكترونات بالنواة بالإلكترون .





لكل عنصر عدد من طاقات التأين يساوي عدده الذري أي أن :-

عدد طاقات التأين = العدد الذري للعنصر

طاقة التأين تستخدم للذرات في الحالة الغازية حتى المواد الصلبة كالفلزات كيف ؟ تتحول الذرات إلى أيونات موجبة

لكل إلكترون مقدار خاص من طاقة التأين يعتمد على موقع الإلكترون من النواة .

طاقة التأين الأولى :- هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المتعادلة ويعبر عنها بالمعادلة التالية :-

$$X_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow X^{+1} + e^-$$

طاقة التأين الثانية :- هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الأحادي الموجب ويعبر عنها بالمعادلة التالية :-

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

طاقة التأين الثالثة :- هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الثنائي الموجب ويعبر عنها بالمعادلة التالية :-

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

العوامل المؤثرة على طاقة التأين :-

1- قوى التجاذب بين بروتونات النواة والالكترونات

2- عدد الكم الرئيس (n)

3 - شحنة النواة الفعالة

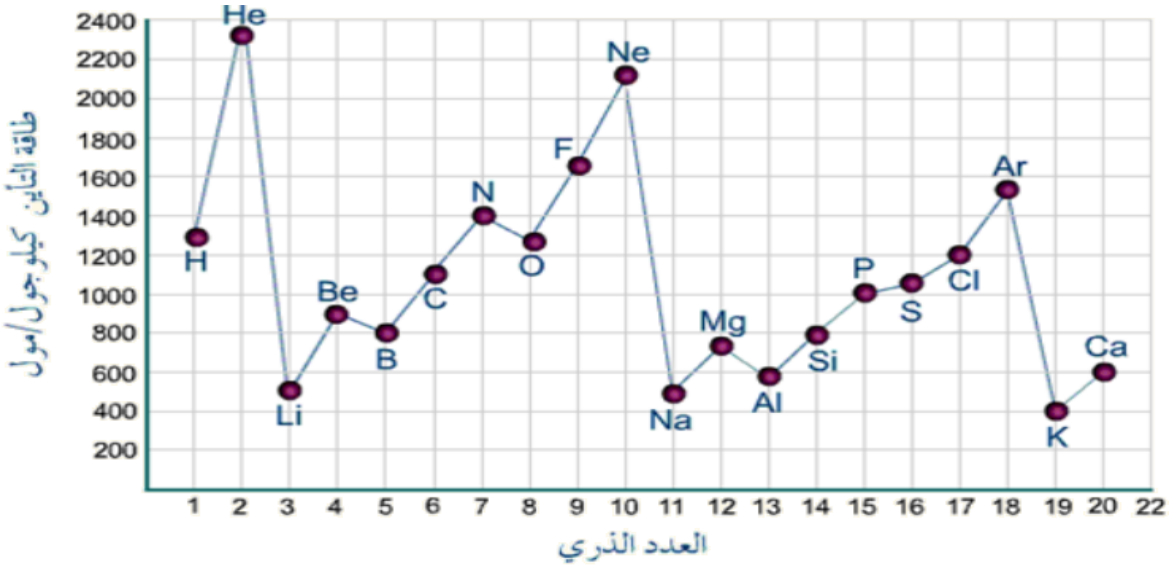
فسري :- كلما ازداد نصف القطر الذري قل مقدار طاقة التأين .

لأنه كلما ازداد نصف القطر الذري أصبحت الالكترونات أبعد عن النواة و أقل ارتباطا بها

فسري :- كلما ازدادت شحنة النواة الفعالة (مع ثبات عدد مستويات الطاقة) تزداد طاقة التأين .

لأنه كلما ازدادت شحنة النواة الفعالة ازداد جذب النواة لإلكترونات المستوى الخارجي وبالتالي تزداد طاقة التأين بسبب زيادة قوة جذب النواة للإلكترون .

يمثل الشكل قيم طاقات التأين لبعض العناصر :-



طاقة التأين تزداد بشكل عام عند الاتجاه من اليسار إلى اليمين في **الدورة الواحدة** (بسبب زيادة شحنة النواة الفاعلة ونقصان الحجم الذري بزيادة العدد الذري) مما يشير إلى تناقص قدرة الذرات على فقد الالكترونات ، وتقل عند الاتجاه من الأعلى إلى الأسفل في **المجموعة الواحدة** (بسبب ازدياد الحجم الذري و ازدياد عدد مستويات الطاقة الرئيسية) مما يشير إلى تزايد قدرة الذرات على فقد الالكترونات .

تزداد قيم طاقات التأين للعناصر النبيلة مقارنة بذرات العناصر الأخرى

طاقة التأين تتناسب عكسيا مع الحجم الذري في كل من الدورة والمجموعة .

ملاحظة مهمة جدا :-

ترتفع طاقات التأين للعنصر حيث أن :-

$1ط < 2ط < 3ط < 4ط$

بسبب زيادة جذب النواة للالكترونات في الأيونات فكلما نزعنا إلكترون من الذرة أو الأيون قل الحجم و ازدادت طاقة التأين

الألفة الالكترونية

الألفة الالكترونية :- هي مقدار التغير في الطاقة المقترن بإضافة إلكترون إلى الذرة المتعادلة في الحالة الغازية

يعبر عن الألفة الالكترونية بالمعادلة الاتية :-

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

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 و إلى الحالة التي هي أكثر استقرارا

السالبية الكهربائية

السالبية الكهربائية أو الكهروسلبية :- هي قدرة الذرة على جذب الالكترونات الرابطة فيها

لكل عنصر كيميائي سالبية كهربية مميزة تتراوح بين (صفر - 4) ويعتبر عنصر الفلور أعلى العناصر في الكهرسلبية بينما أقل العناصر سالبية كهربية من بين العناصر المستقرة هو الفرنشيوم ولأن الغازات النبيلة لا تتفاعل في الغالب ولا تكون مركبات لذا لا يتضمن الجدول الدوري قيم كهرسلبية لها ، فسري ذلك ؟

لأنها لاتكون روابط

السالبية الكهربائية في المجموعة :- كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل قلت السالبية الكهربائية وزاد الحجم الذري لذا تتنافر الكترونات مستوى الطاقة الأخير لضعف جذب النواة لها وعلى هذا فان أكثر العناصر سالبية الكهربائية هي العناصر الموجودة في أعلى الجدول الدوري وأقلها سلبية أسفل الجدول .

السالبية الكهربائية في الدورة :-كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين زادت السالبية الكهربائية وقل الحجم الذري لذلك يزداد جذب النواة الالكترونات التكافؤ نحوها وعلى هذا فان أكثر العناصر كهرسلبية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول الدوري وأقلها سالبية أيسر الجدول

الكهرسلبية تتناسب عكسيا مع الحجم الذري في كل من الدورة والمجموعة .

ما تأثير نصف قطر الذرتين المكونتين للرابطة على السالبية الكهربائية ؟

كلما زاد نصف قطر الذرة قل انجذاب الالكترونات المشتركة إليها

أي الذرات الافتراضية التالية تملك أعلى قيم سالبية كهربائية $_{18}C$, $_{16}B$, $_{12}A$ ؟

نوزع الكترونيا العناصر الافتراضية أعلاه

$_{16}B$: $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$

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

$_{18}C$: $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$

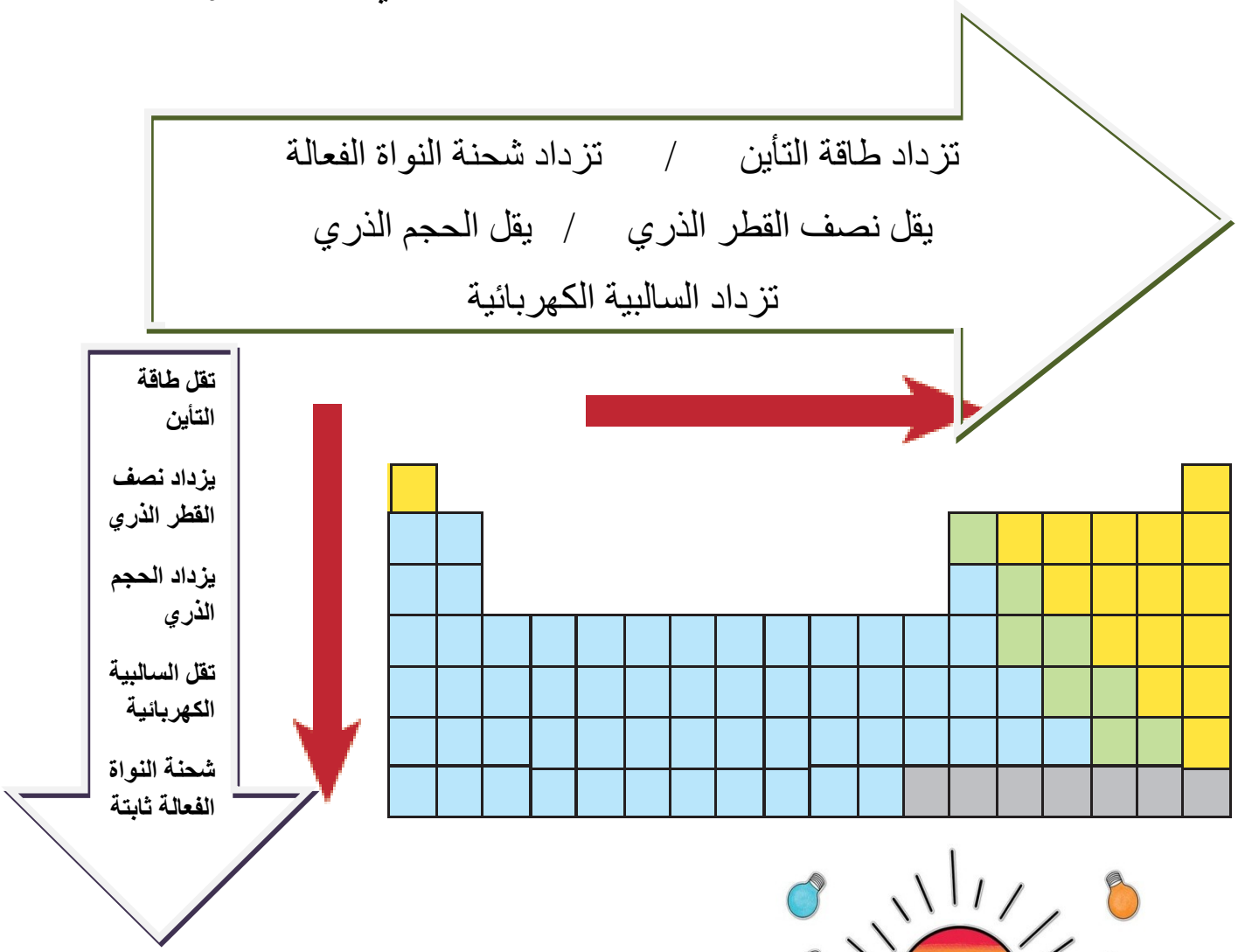
يتم استبعاد الذرة $_{18}C$ لأن غلافها الأخير ممتلئ بالالكترونات أي إنها غاز نبيل

الذرة $_{12}A$ تقع في المجموعة الثانية و الذرة $_{16}B$ تقع في المجموعة السادسة و يقع العنصران في الدورة نفسها (الثالثة) وعند الانتقال من اليسار الى اليمين ضمن الدورة الواحدة تزداد الكهرسلبية أي أن $_{16}B$ الذرة أعلى سالبية

أي الذرتين أعلى كهرسلبية $_{7}N$ أو $_{15}P$

$$_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3 \quad , \quad _{15}P : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^3$$

الذرتان تقعان في نفس المجموعة (الثالثة) / 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



مـــراجعة الــدرس

-1

نصف القطر الذري :- نصف المسافة الفاصلة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الصلبة

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

الألفة الالكترونية :- هي مقدار التغير في الطاقة المقترن بإضافة الإلكترون إلى الذرة المتعادلة في الحالة الغازية

السالبية الكهربائية :- قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة إليها عند ارتباطها بذرة أخرى

-2

أ) لأنه عند الانتقال من اليسار إلى اليمين تزداد شحنة النواة الفعالة بزيادة العدد الذري مما يزيد من تأثير جذب النواة لالكترونات التكافؤ و يزداد اقترابها من النواة

ب) لأنه بالاتجاه من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية و يزداد الحجم الذري و تصبح الالكترونات أبعد عن النواة و أقل ارتباطا بها

ج) N^{-3}

د) N

هـ) N

و) Cl

ز) لأن زيادة الإلكترون في الغلاف الخارجي يؤدي الى زيادة عدد الالكترونات في المستوى الخارجي و يزيد التنافر بين الالكترونات

ح) يدخل الإلكترون في غلاف طاقة جديد أبعد عن النواة فيضعف تجاذبه معها و تقل الطاقة اللازمة لفصله عن الذرة

3- أ)

$$X_{(g)} + \text{طاقة} \longrightarrow X^{+1} + e^-$$

(b

$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^{-1} + \text{طاقة}$$

- 4

لان تأين ذرة النيتروجين $_7N$ يقتضي نزع الإلكترون من مستوى فرعي نصف ممتلئ p^3 مستقر ليصبح أقل ثباتا p^2 و بالتالي يحتاج طاقة أكبر $_7N : 1S^2\ 2S^2 2p^3$

أما الأكسجين $_8O$ فيقتضي نزع إلكترون من مستوى فرعي أقل ثباتا P^4 ليصبح نصف ممتلئ p^3 (حالة أكثر ثباتا) وبالتالي يحتاج طاقة أقل $_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$

5 - طاقة التأين هي مقدار الطاقة اللازمة لفصل الإلكترون الأقل ارتباطا بنواة الذرة في الحالة الغازية وهو إلكترون التكافؤ و كلما زاد عدد الكترونات التكافؤ لعنصر ما تزداد قيم طاقة التأين لهذا العنصر

حل مراجعة الوحدة الثانية

1 - شحنة النواة الفاعلة :- القدرة الفعلية للبروتونات الموجبة في النواة على جذب الكترونات المستوى الخارجي نحوها بعد تأثير الالكترونات الحاجبة .

الحجم الايوني :- هو حجم أيون ذرة العنصر الناتج من زيادة عدد الإلكترونات أو نقصانها حيث يؤدي تأين الذرات إلى اختلاف توزيعها الالكتروني مما يؤدي إلى اختلاف حجومها تبعا لإضافة الالكترونات أو فقدها

طاقة التأين الثانية :- هي الطاقة اللازمة لنزع الالكترون من الأيون الأحادي الموجب و يعبر عنها بالمعادلة التالية :-

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

2- $_{25}Mn$: [Ar] $4S^2 3d^5$ $_{16}S$: [Ne] $3S^2 3P^4$

$_{29}Cu$: [Ar] $4S^1 3d^{10}$ $_{32}Ge$: [Ar] $4S^2 3d^{10} 4P^2$

العنصر	$_{16}S$	$_{25}Mn$	$_{32}Ge$	$_{29}Cu$
الدورة	الثالثة	الرابعة	الرابعة	الرابعة
المجموعة	السادسةA	السابعة B	الرابعةA	الاولى B
نوع العنصر	ممثل	انتقالي	ممثل	انتقالي
الالكترونات المنفردة	2	5	2	1

ج) عدد الكترونات التكافؤ في ذرة العنصر S أي عدد إلكترونات الغلاف الأخير $\underline{3S^2 3P^4}$ 6 الكترونات

د) 3 الكترونات المستوى الخارجي للجرمانيوم $4S^2 4P^2$ لدية 3 إلكترونات تغزل بنفس الاتجاه $4S^2$ ↑↓ ↑ ↑ $4P^2$

هـ) 9 الكترونات $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$ العدد كاملا

↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑

و) $_{16}S^{-2}$: [Ne] $3S^2 3P^6$ / $_{16}S^{-2}$: [Ar]

$_{25}Mn^{+4}$: [Ar] $3d^3$

3 -

أ) دورة ثالثة n = 3 مجموعة 14 يعني مجموع S + P = 4

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^2$

ب) دورة رابعة n = 4 المجموعة السادسة B رقم المجموعة 6 أي العمود الرابع من منطقة 3d من الشكل 6

$1S^2 2S^2 3P^6 4S^2 3d^4$ و لتحقيق الاستقرار يكتب كالتالي $1S^2 2S^2 3P^6 4S^1 3d^5$

ج) $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^2$

د) $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6\ 4S^2$

هـ) $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6\ 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^1 4d^5$

[Ar] $4S^2 3d^{10} 4P^6 4d^3$ و هذا التوزيع عندما يفقد 3 الكترونات

-4

الأكبر حجما Na

الأكبر حجما Si

الأكبر حجما Cl

-5

الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته المتعادلة Ca^{+2}

الذرة المتعادلة أصغر من حجم الأيون السالب S

شحنة النواة الفاعلة في الأيون الموجب أكبرمن شحنة النواة الفاعلة في الأيون السالب Mg^{+2} لذا يكون الحجم الذري للأيون الموجب أصغر حجما

– 6

الأعلى Na طاقة التأين تقل من أعلى لأسفل في المجموعة الواحدة

الأعلى N طاقة التأين تزداد عند الاتجاه من اليسار الى اليمين في الدورة الواحدة

الأعلى He

– 7

أ) لان زيادة العدد الذري في الدورة الواحدة يؤدي الى زيادة عدد البروتونات مع ثبات عدد الكترونات المستويات الداخلية الحاجبة لذا تتناقص حجوم الذرات في الدورة الثالثة بالاتجاه من اليسار الى اليمين في الجدول الدوري أي زيادة شحنة النواة الفعالة

ب) بسبب ازدياد الحجم الذري و ازدياد عدد مستويات الطاقة مما يشير الى تزايد قدرة الذرات على فقد الالكترونات لذا تتناقص قيمة طاقة التأين للمجموعة الواحدة عند الانتقال من اعلى لأسفل

ج) لان الذرات عندما تكتسب الكترونات يؤدي الى زيادة عدد الكترونات المستوى الخارجي و زيادة التنافر بين الالكترونات الناتجة عن كسب الالكترونات فيزداد الحجم

– 8

أ) Z يقع بالدورة الرابعة و من العناصر الانتقالية بالمجموعة السادسة

Z : [Ar]$4S^1 3d^5$

Y يقع بالدورة الثالثة المجموعة الثانية من العناصر الممثلة **Y : [Ne] $3S^2$**

M يقع بالدورة الثانية المجموعة الخامسة من العناصر الممثلة **M : $1S^2$ $2S^2 2p^3$**

ب) U عنصر يقع في الدورة الرابعة المجموعة الرابعة من مجموعة العناصر الانتقالية (4B)

X عنصر يقع في الدورة الثانية المجموعة السابعة من العناصر الممثلة (7A)

V عنصر يقع في الدورة الرابعة المجموعة الاولى من العناصر الممثلة (IA)

ج) دورة V الرابعة ومجموعة العنصرE هي الثالثة من الممثلة أي ينتهي التوزيع الالكتروني ب 4 P العدد الذري يكون 31

: [Ar] $4S^2 3d^{10} 4P^1$

د) **R : [Ne] $3S^2 3P^3$** عدد الالكترونات المنفردة في فلك P= 3

هـ) **X : $1S^2$ $2S^2 2p^5$** الكترونات التكافؤ في الغلاف الأخير = 7

$Y : [Ne]\ 3S^2$ الكترونات التكافؤ في الغلاف الاخير = 2

$E : 1S^2\ 2S^2 2p^1$ الكترونات التكافؤ في الغلاف الاخير = 3

و) الأكبر حجما هو : V بالاتجاه من أعلى لأسفل في المجموعة الواحدة يزداد الحجم الذري

ز) M بالانتقال من أعلى لأسفل في المجموعة الواحدة تقل طاقة التأين

ح) E بالانتقال من اليسار لليمين في الدورة الواحدة تزداد السالبية الكهربائية

(9

$_{23}V : [Ar\ ]\ 4S^2 3d^3$

$_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$

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

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

$_{10}Ne : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

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

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

أ) عدد الالكترونات المنفردة كالتالي :-

Mg= 0 , Cl= 1 , N= 3

ب) $_{23}V^{+2} : [Ar]\ 3d^3$

ج) الأقل تأينا هو Na بالانتقال من اليسار لليمين في الدورة الواحدة تزداد طاقة التأين

د) الأكبر حجما هو Cl

هـ) Na

و) O

(10

عناصر الدورة الثانية ينتهي توزيعها الالكتروني ب **2S و 2p**

$X : 1S^2\ 2S^2$ ، X بعد طاقة التأين الثانية تحدث قفزة لطاقات التأين للعنصر

وهذا يدل على صعوبة وجود أيون X^{+3} في مركباته وهذا يدل على أن العنصر يوجد في المجموعة الثانية

$$X^{+}: 1S^2\ 2S^1$$

(11

$_{8}R : 1S^2\ 2S^2 2p^4$

$_{9}G : 1S^2\ 2S^2 2p^5$

$_{10}X : 1S^2\ 2S^2 2p^6$

$_{11}D : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^1$

$_{12}M : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2$

$_{13}Z : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^1$

$_{14}Y : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^2$

ب)

Y : 4A D : 1A R : 6A

ج)

يقع في المجموعة الثانية لذلك من الصعب تواجد أيون ثلاثي موجب له في الطبيعة لذا له اعلى طاقة تأين ثالثة

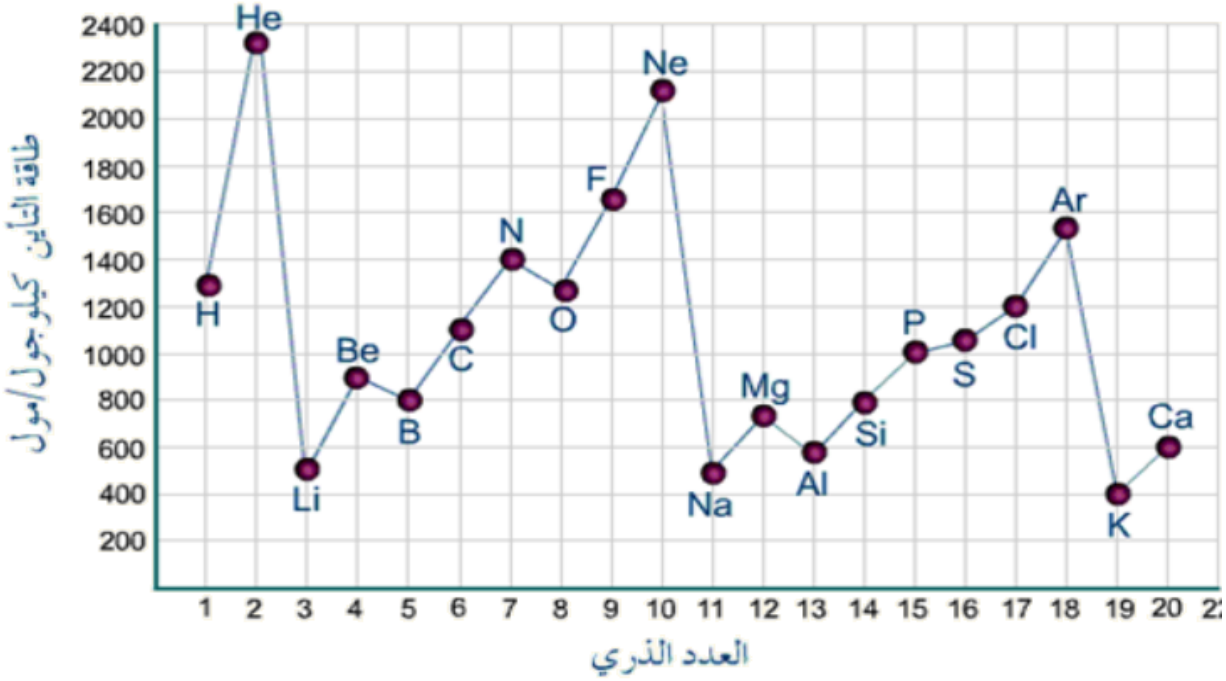
$_{12}M : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2$

د) Y

من الاعلى الى الأسفل تقل طاقة التأين و من اليمين لليسار ايضا تقل طاقة التأين لذا يعد العنصرD له أقل طاقة تأين

هـ) D

و) الرسم البياني لتغير طاقات التأين بزيادة العدد الذري بشكل عام لعدد من عناصر الجدول الدوري



(12

$_{56}Ba : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^2 4d^{10} 5P^6 6S^2$

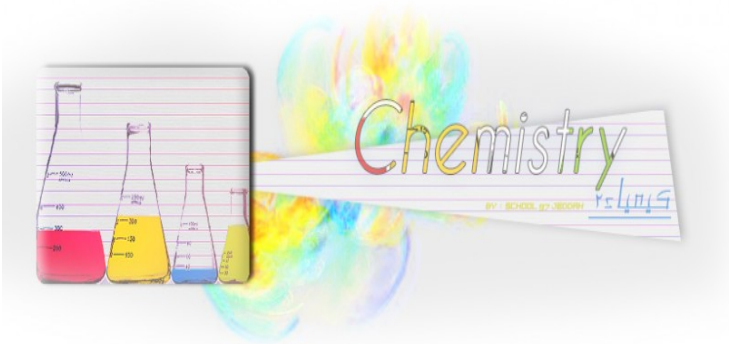
$_{53}I : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^6 5S^2 4d^{10} 5P^5$

الباريوم : يقع في الدورة السادسة و المجموعة الثانية

اليود :- يقع في الدورة الخامسة المجموعة السابعة

(13

رقم الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8
رمز الاجابة	ب	ج	د	ج	ب	د	ب	ج



الوحـــدة الثالثة

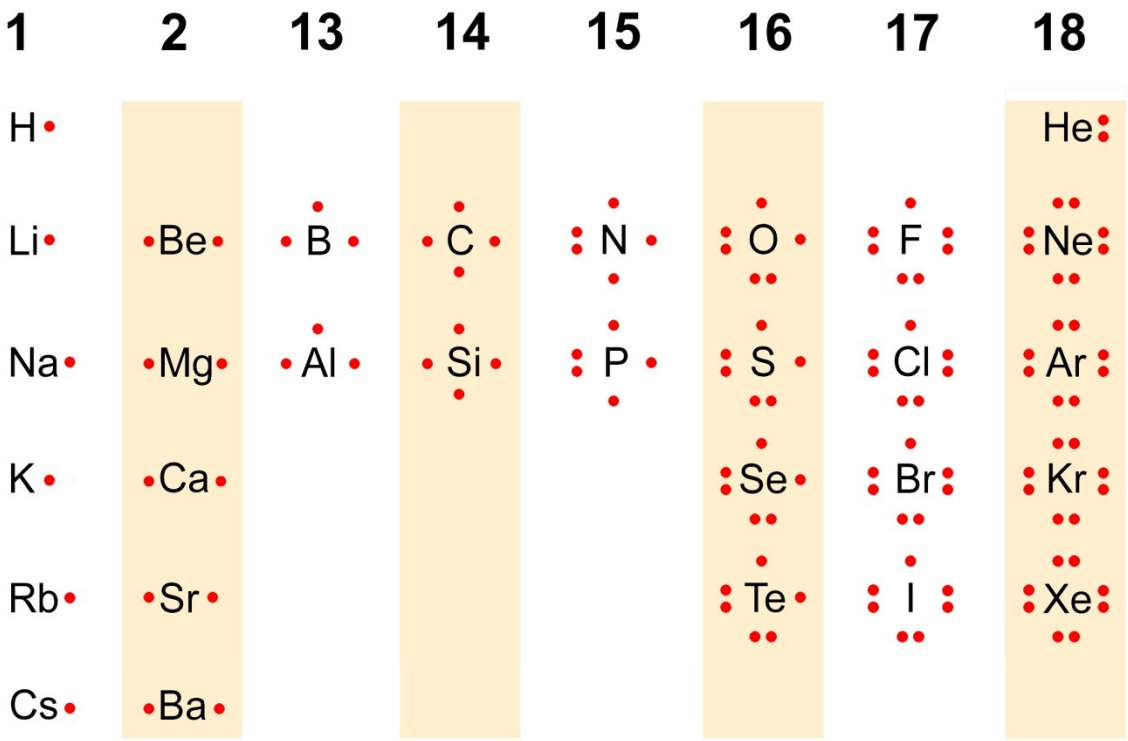
المركبات والروابط الكيميائيـــة

الروابط الكيميائية و أنواعها

تركيب لويس :-

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

يمثل الشكل تركيب لويس لبعض العناصر في الجدول الدوري

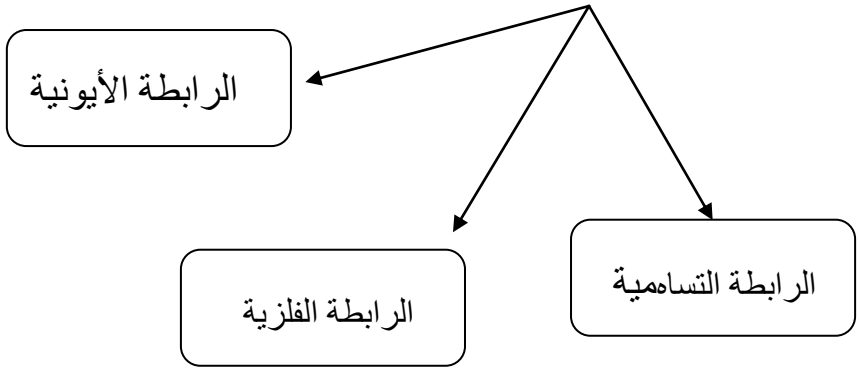


ترتبط الذرات مع بعضها البعض عن طريق فقد أو كسب أو المشاركة في الالكترونات حتى يصبح لها تركيب الكتروني مكتمل مشابة للتركيب الالكتروني للغاز النبيل

الروابط الكيميائية :-

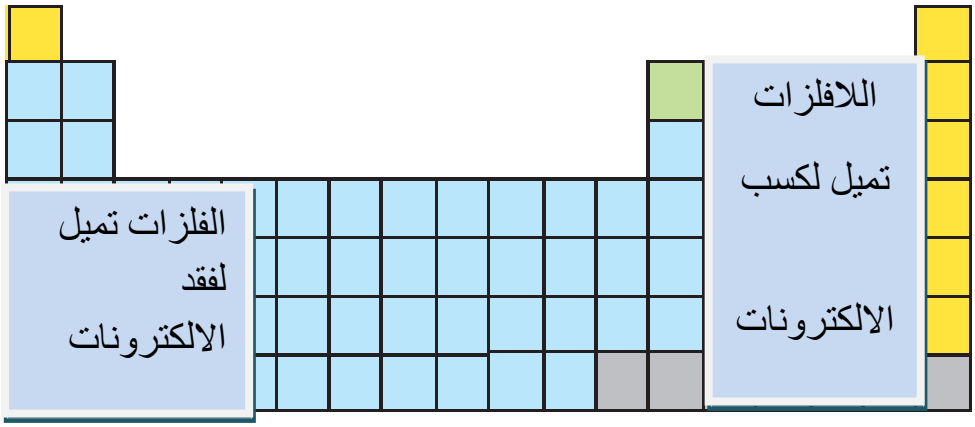
هي قوى تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للالكترونات أو اكتسابها أو المشاركة بها مع ذرة أخرى أو عدة ذرات

أنواع الروابط الكيميائية :-



الرابطة الأيونية :- هي القوة التي تنشأ من تجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات

تنشأ الرابطة الأيونية بين أيون فلز موجب مع أيون لافلز سالب



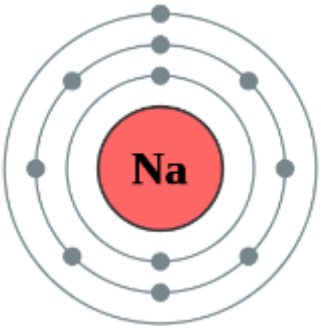
الفلزات تفقد الالكترونات و تكون أيونات موجبة (+)

اللافلزات تكسب الالكترونات و تكون أيونات سالبة (-)

الرابطة الأيونية تحصل بسبب التجاذب بين أيون الفلز الموجب و أيون اللافلز السالب

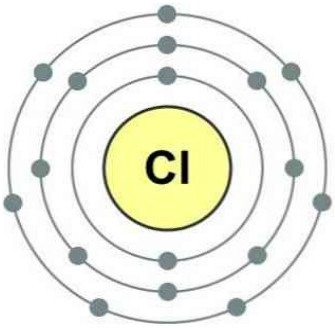
الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم :-

$_{11}Na : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^1$ / $_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$



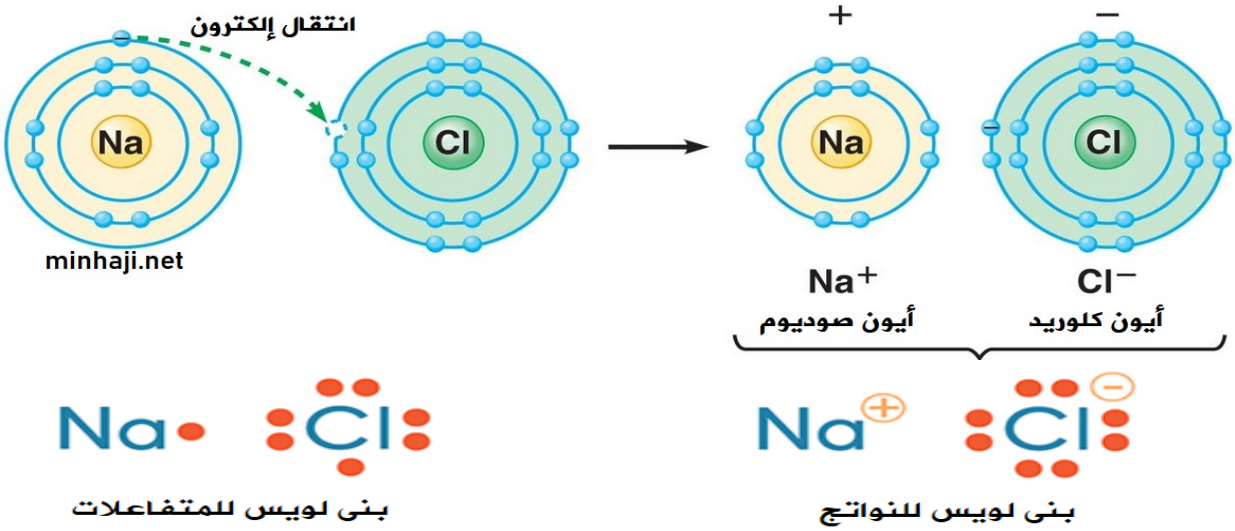
تميل ذرة الصوديوم إلى فقدان الإلكترون الوحيد في غلافها الخارجي للوصول إلى حالة الاستقرار و تكوين أيون موجب

$_{11}Na^{+1} : 1S^2 2S^2 2P^6$



بينما ذرة الكلور تحتوي في غلافها الأخير على سبعة الكترونات لذا تميل إلى اكتساب إلكترون للوصول إلى حالة الاستقرار وتكوين أيون سالب

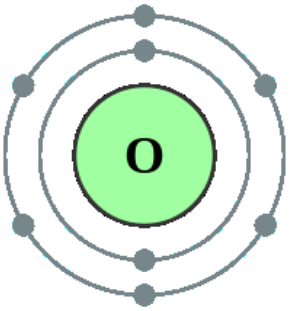
$_{17}Cl^- : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6$



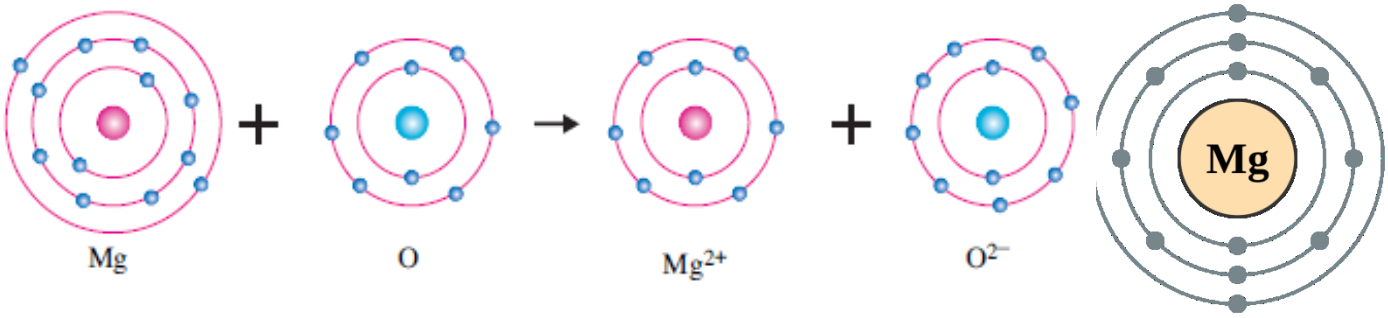
الرابطة الأيونية في مركب أكسيد المغنيسيوم :-

$_{12}Mg : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2$ / $_{8}O : 1S^2 2S^2 2P^4$

تميل ذرة المغنيسيوم المتعادلة إلى فقدان الإلكترونين في غلافها الخارجي للوصول إلى حالة الاستقرار و تكوين أيون ثنائي موجب $_{12}Mg^{+2} : 1S^2\ 2S^2 2p^6$



بينما ذرة الأكسجين المتعادلة تحتوي في غلافها الأخير على ستة الكترونات لذا تميل إلى اكتساب إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار وتكوين أيون ثنائي سالب $_{8}O^{-2} : 1S^2 2S^2 2P^6$



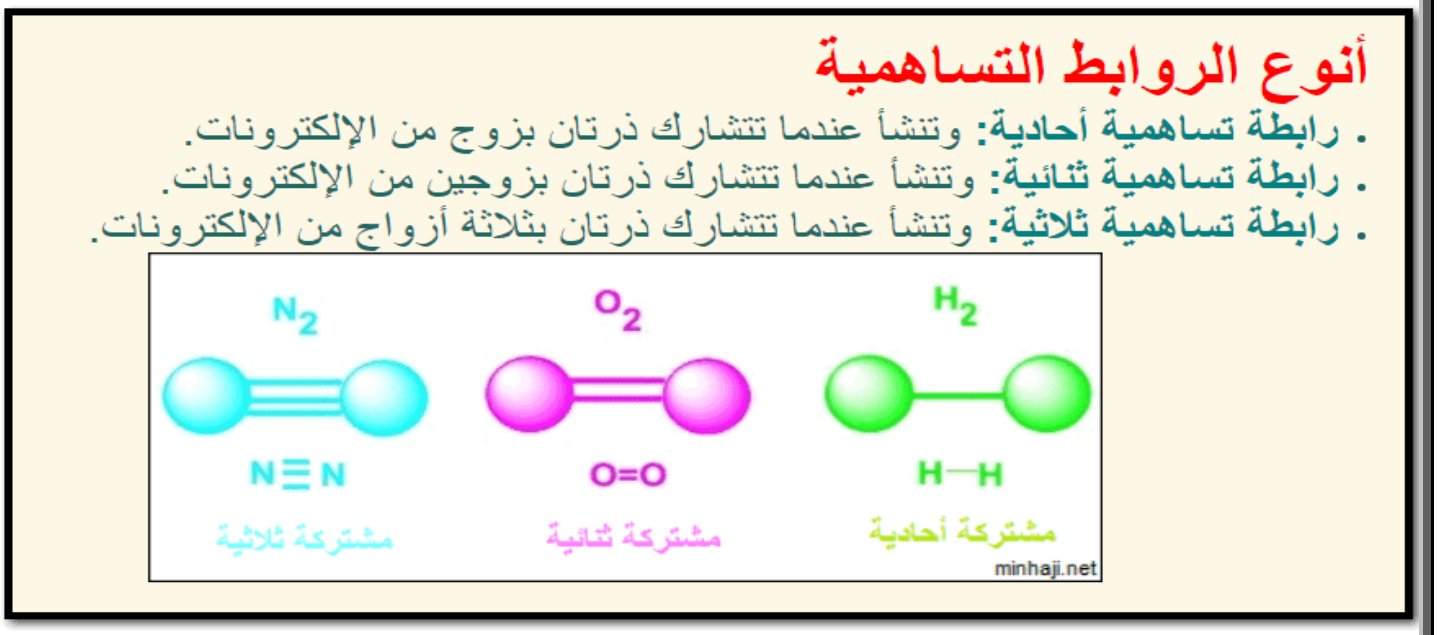
الرابطة التساهمية :- هي الرابطة الكيميائية الناتجة من مشاركة ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية لزوج أو أكثر من الالكترونات

المركبات التساهمية (الجزيئية) :- هي المركبات الناتجة عن الرابطة التساهمية

للروابط التساهمية 3 أنواع :-

1- رابطة تساهمية أحادية 2- رابطة تساهمية ثنائية 3- رابطة تساهمية ثلاثية

و يبين الشكل تعريف كل منها و مثال على كل نوع :-

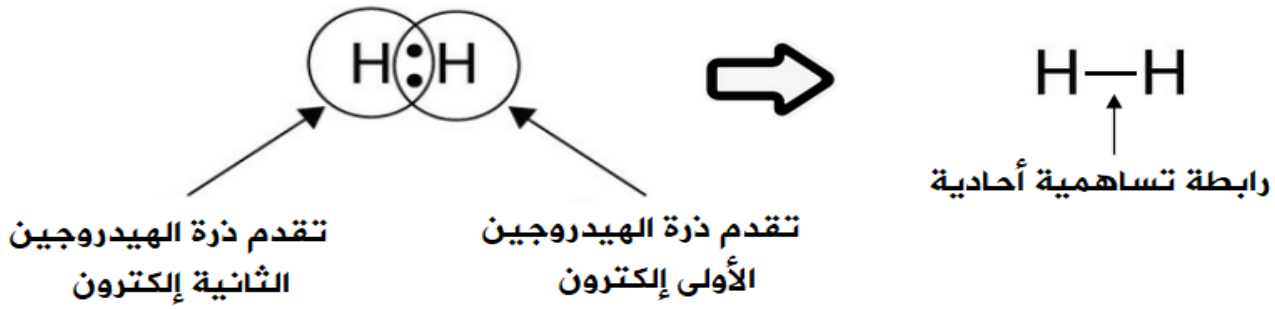


1- الرابطة التساهمية الأحادية :-

هي الرابطة التي تنشأ عن تشارك ذرتين بزوج واحد من الالكترونات

مثال :- 1- جزئ الهيدروجين H_2 :- التوزيع الالكتروني و رمز لويس له كالتالي $_1H : 1S^1$

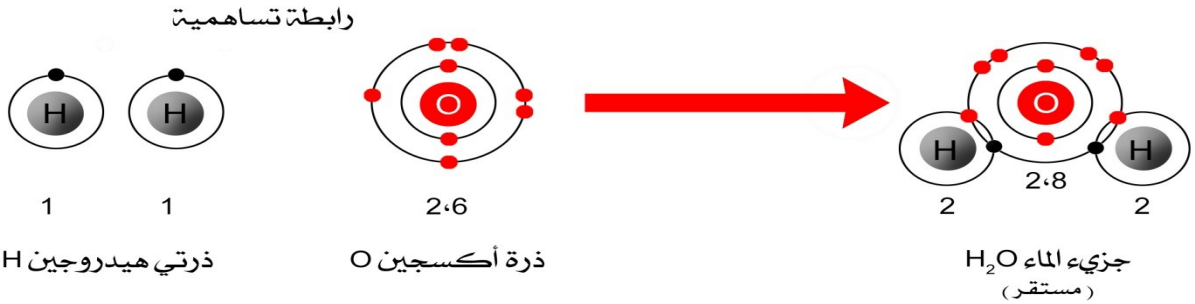
حتى تصل ذرة الهيدروجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى إلكترون واحد ليمتلئ غلافها بالالكترونات وبالتالي تتشارك ذرة الهيدروجين الأولى بإلكترون مع ذرة هيدروجين أخرى وتكون رابطة تساهمية أحادية



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

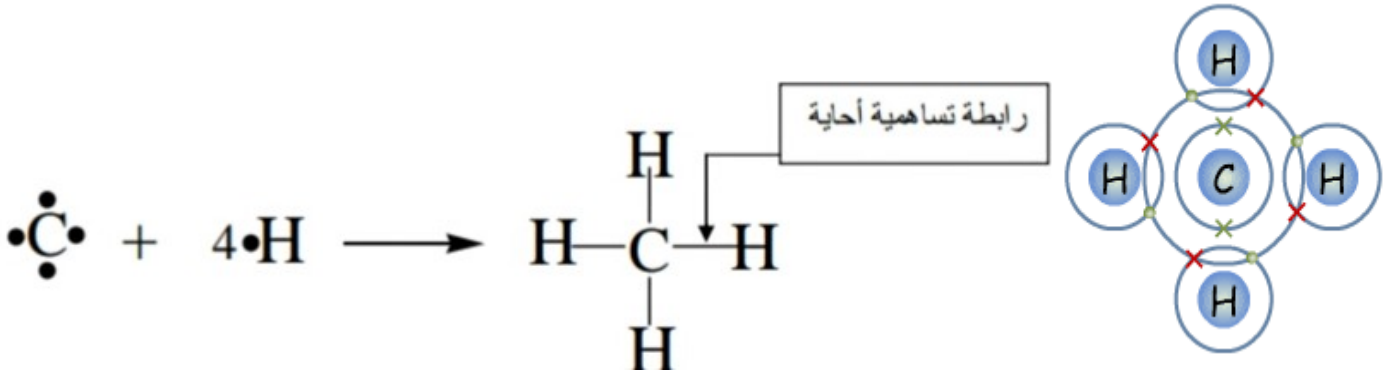
2- جزئ الماء H_2O :- $_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$ / $_1H : 1S^1$

تمتلك ذرة الأكسجين ستة الكترونات في غلافها الأخير و تحتاج إلى إلكترونين حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فترتبط برابطة تساهمية أحادية من نوع سيجما σ مع كل ذرة من ذرتي الهيدروجين



3- الرابطة التساهمية في جزئ الميثان CH_4 :- $_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$ / $_1H : 1S^1$

تمتلك ذرة الكربون أربعة الكترونات تكافؤ وتحتاج إلى أربع الكترونات أخرى حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي فتتشارك بها مع أربع ذرات هيدروجين و تنشأ أربع روابط تساهمية أحادية من نوع سيجما σ



2- الرابطة التساهمية الثنائية :- هي الرابطة التي تنشأ عن تشارك ذرتين بزوجين من الالكترونات

مثال :- 1- جزئ ثاني أكسيد الكربون CO_2 :-

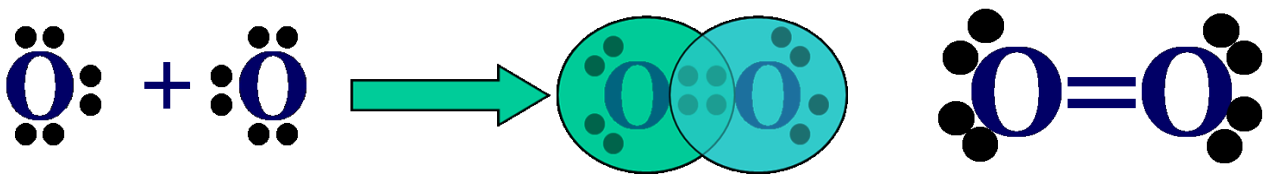
$$_8O : 1S^2 2S^2 2P^4 \quad / \quad _6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$$

حتى تصل ذرة الكربون للاستقرار فانها بحاجة الى أربع الكترونات و بالتالي تتشارك مع ذرة الأكسجين الأولى بالكترونين و مع ذرة الأكسجين الثانية بالكترونين اخرين لتنشأ رابطتين تساهميتين احدهما من نوع سيجما σ و الثانية من نوع باي π

(CO_2)

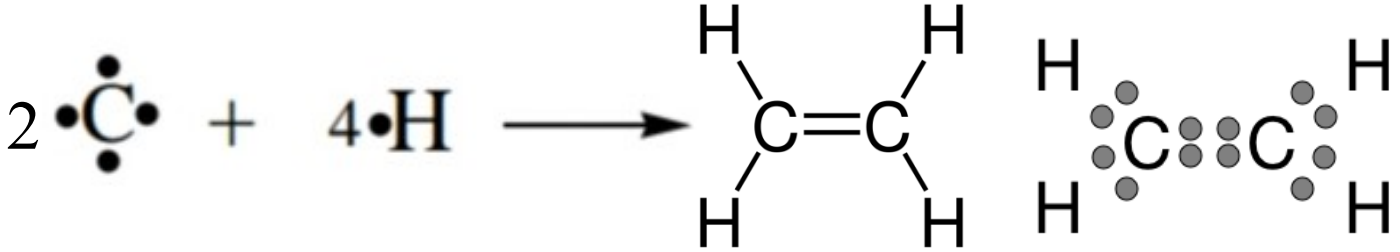
2- جزئ الأكسجين O_2 :- $_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$

حتى تصل ذرة الأكسجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى الكترونين وبالتالي تتشارك ذرة الأكسجين الأولى بإلكترونين مع ذرة الأكسجين الثانية و تتكون رابطة تساهمية ثنائية احدهما من نوع سيجما σ و الثانية من نوع باي π



3- جزئ الإيثين C_2H_4 :- $_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2 \quad / \quad _1H : 1S^1$

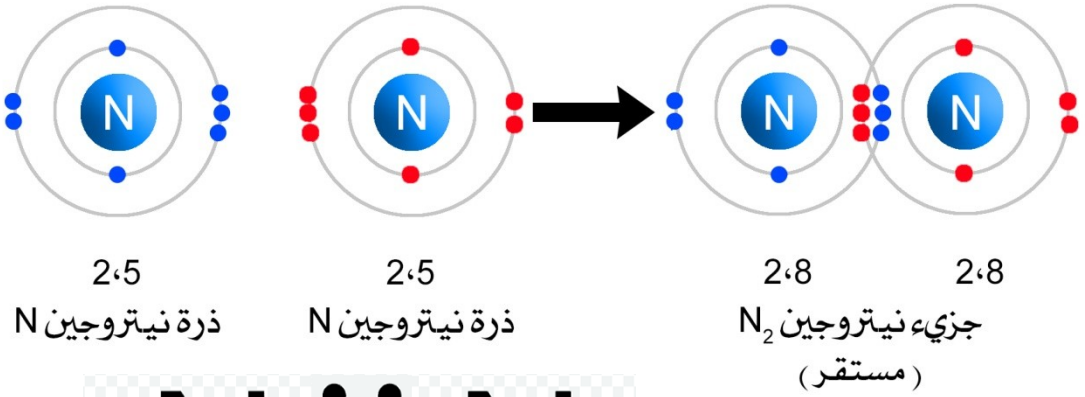
تمتلك ذرة الكربون أربع الكترونات تكافؤ لذلك تحتاج الى أربع الكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا الكربون بزوجين من الالكترونات فيما بينها و تنشأ رابطة تساهمية ثنائية

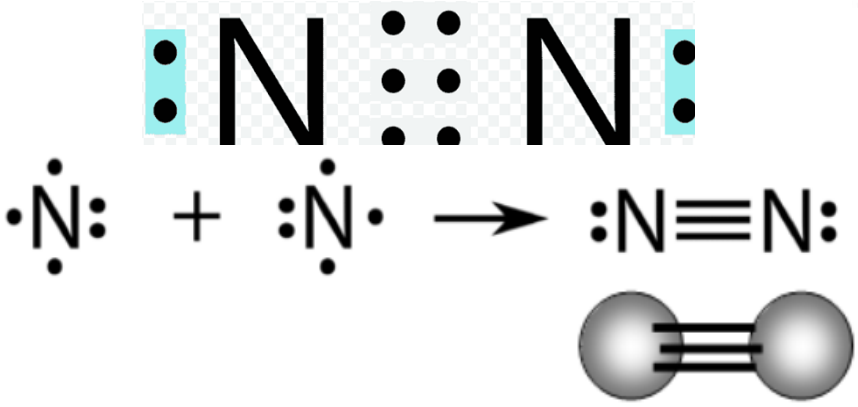


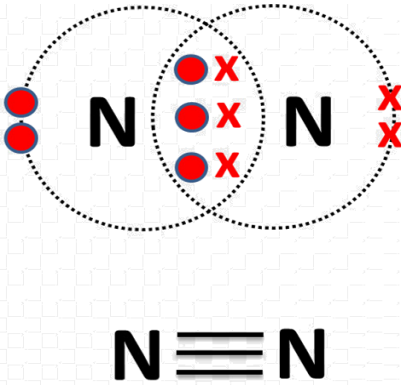
3- الرابطة التساهمية الثلاثية :- هي الرابطة التي تنشأ عن تشارك ذرتين بثلاثة أزواج من الالكترونات

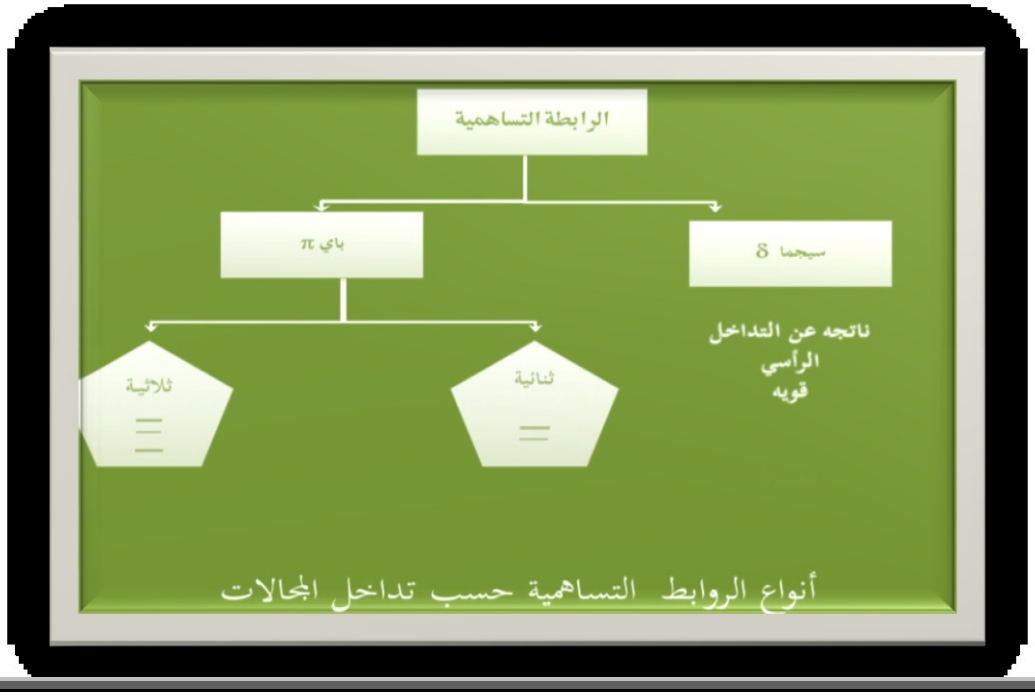
مثال :- 1- جزئ النيتروجين N_2 :- $_7N : 1S^2\ 2S^2 2p^3$

تمتلك ذرة النيتروجين خمسة الكترونات في غلافها الأخير لذلك تحتاج الى ثلاثة الكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا النيتروجين بثلاثة الكترونات من كل منهما و تنشأ رابطة تساهمية ثلاثية احدهما ثنائية احدهما من نوع سيجما σ و اثنتان من نوع باي π

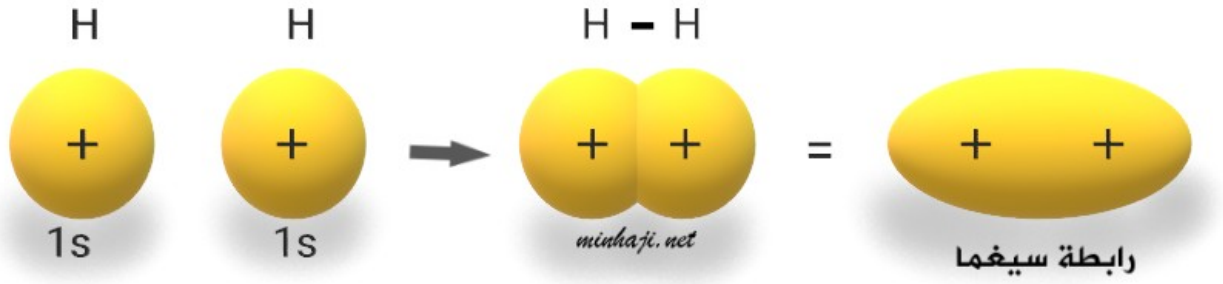


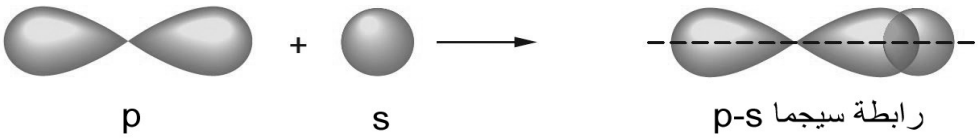


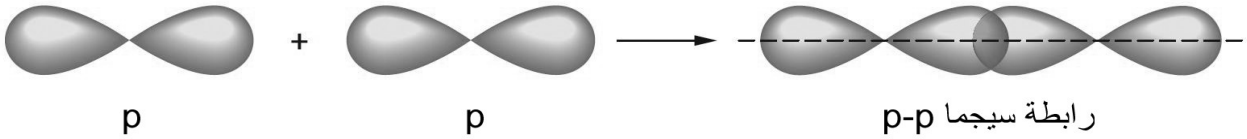




رابطة سيغما (σ) :- رابطة تساهمية تنتج من تداخل أفلاك (P) رأسيا (P-P)، أو تداخل أفلاك (S) رأسيا (S-S)، أو تداخل أفلاك (P) مع أفلاك (S) (S-P).



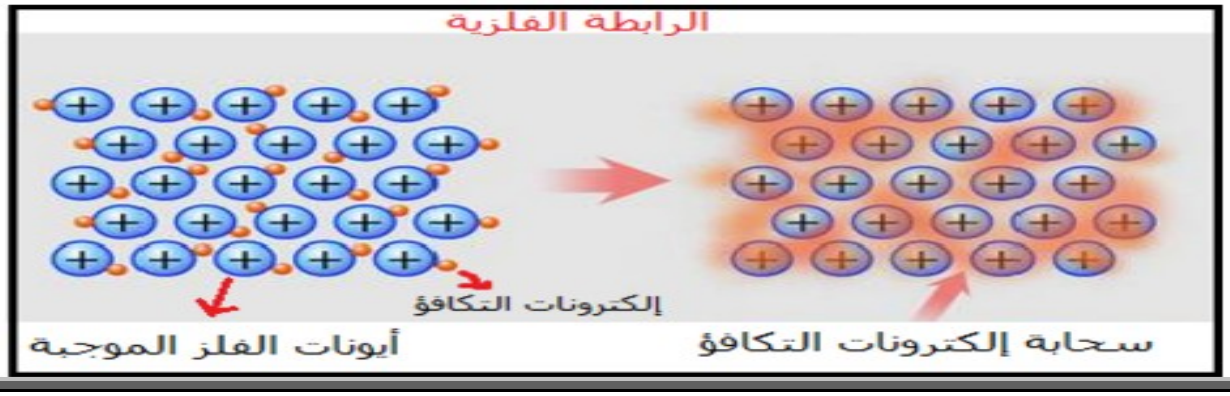




رابطة باي (π) :- رابطة تساهمية تنشأ من تداخل جانبي بين فلكي (P) (P-P) حيث تشكل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الالكترونات فيها

الرابطة الفلزية :- هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات و الالكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

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



بحر الالكترونات :- هي الأيونات التي تحيط بها الالكترونات من الاتجاهات جميعها نتيجة فقد ذرات الفلز لالكترونات التكافؤ

مـــراجعة الـــدرس

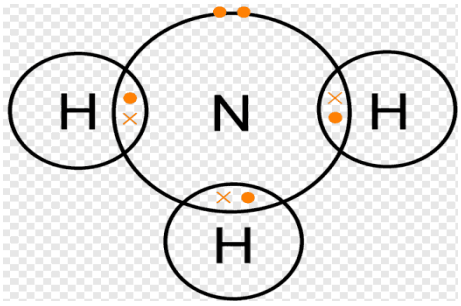
1- من خلال فقد الذرة للالكترونات أو اكتسابها أو المشاركة بها مع ذرة أخرى أو عدة ذرات

2 - $_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3$ النيتروجين يحتوي غلافه الأخير على 5 الكترونات و تحتاج إلى 3 الكترونات للوصول إلى تركيب شبيه بالغاز النبيل عن طريق تكوين روابط تساهمية

$_{16}S : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^4$ الكبريت يحتوي غلافه الأخير على 6 الكترونات و تحتاج إلى إلكترونين للوصول إلى تركيب يشبه الغاز النبيل عن طريق تكوين روابط أيونية

$_{3}Li : 1S^2\ 2S^1$ الليثيوم يحتوي غلافه الأخير على إلكترون واحد من الأسهل أن تفقده للوصول إلى الغلاف الممتلئ بالالكترونات

3) a) ($_{7}N : 1S^2\ 2S^2 2p^3$) يحتوي على 5 الكترونات

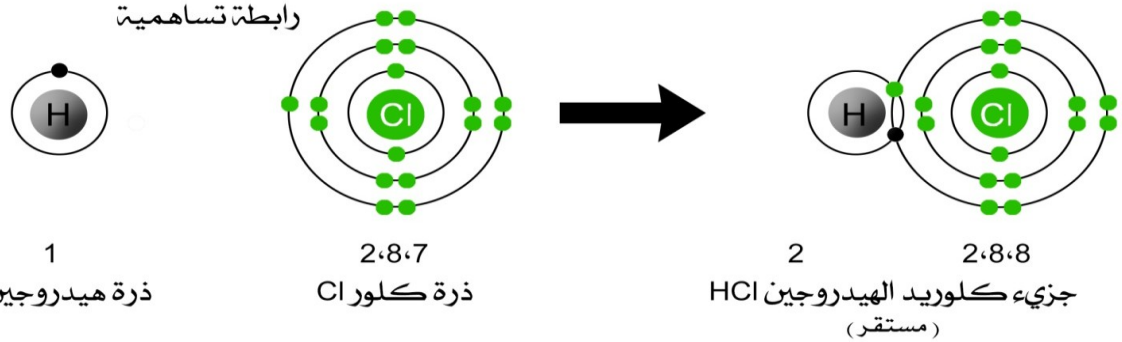


b) تساهمية أحادية

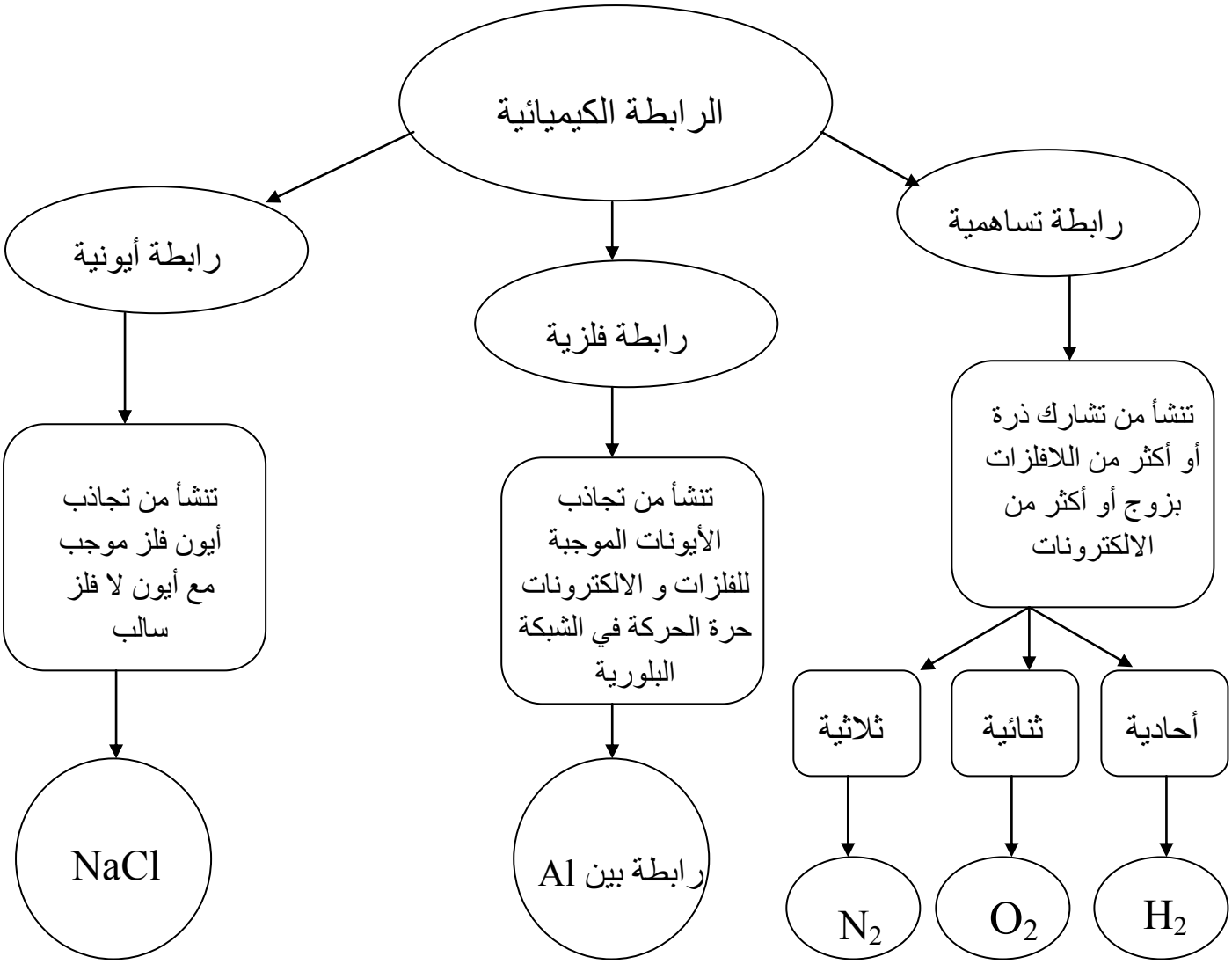
c) 3 أزواج رابطة

d) 1 زوج غير رابط

4- $_{1}H : 1S^1$ / $_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$



-5



الصيغ الكيميائية وخصائص المركبات

المركبات الأيونية :- هي المركبات التي تحتوي على روابط أيونية

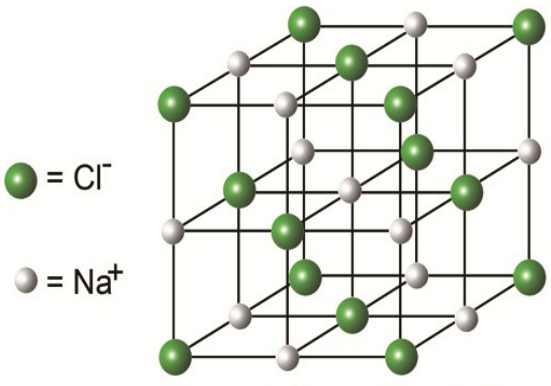
الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية :-

1- البناء البلوري القاسي :-

1- توجد على شكل بلورات صلبة في شبكة بلورية .

2- نسبة الأيونات الموجبة الى السالبة نسبة عددية بسيطة

3- تكسب الشبكة البلورية المركب الأيوني القوة



الشبكة البلورية لكلوريد الصوديوم

والصلابة

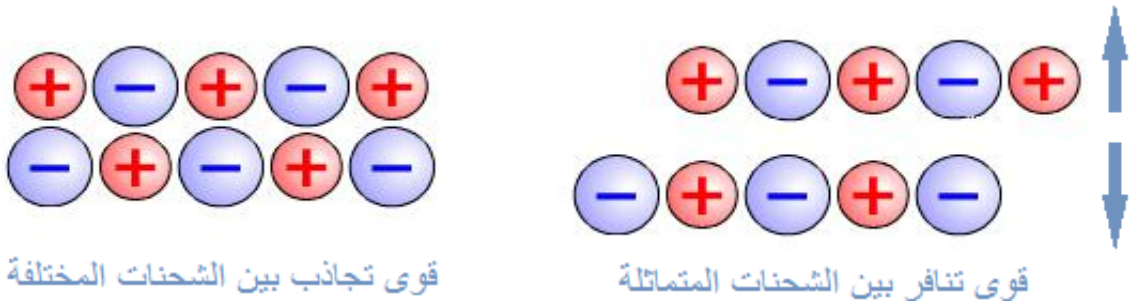
مثال :- في البناء البلوري لكلوريد الصوديوم NaCl

يحاط كل أيون للصوديوم بست أيونات من الكلور السالب و يحاط أيون الكلور السالب بستة أيونات صوديوم موجبة

فسري :- 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- البلورات الأيونية الهشة :- عند الضغط على هذه البلورة فأن الأيونات متماثلة الشحنة تقترب من بعضها البعض فتتنافر و تبتعد عن بعضها فيسهل كسر البلورة و تفتيتها



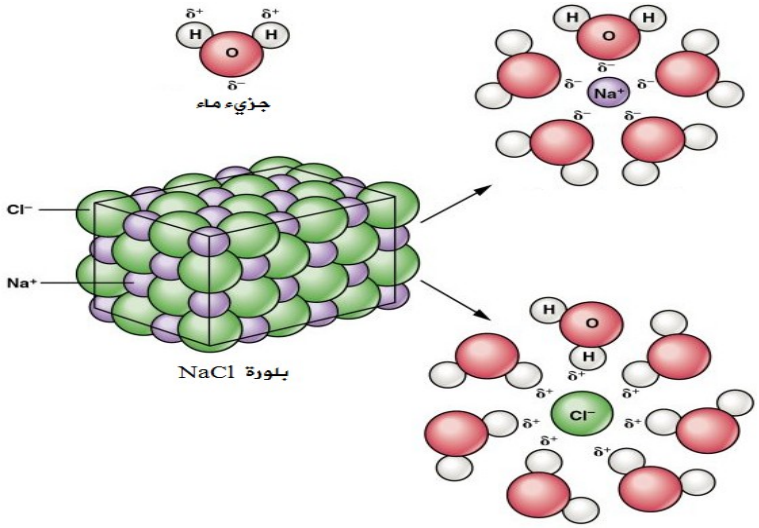
3- ارتفاع درجة الغليان والانصهار :- بسبب حاجتها لطاقة كبيرة للتغلب على قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة

فسري :- درجة انصهار و غليان المركب MgO أعلى من درجة انصهار وغليان NaCl .

لأن المركب MgO يحمل الشحنات O^{-2} , Mg^{+2} بينما المركب NaCl يحمل الشحنات Cl^{-1} , Na^{+1} وزيادة عدد الشحنات على الأيونات تؤدي الى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج الى طاقة أكبر للتغلب عليها .

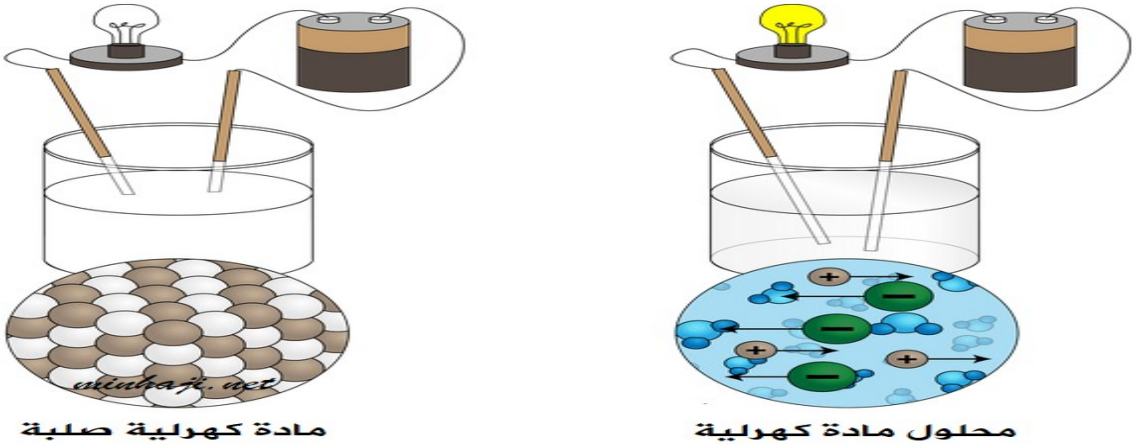
4- الذائبية العالية في الماء :- بسبب قدرة جزيئات الماء على عمل تجاذب مع أيونات البلورة مما يؤدي الى فصل الأيونات عن البلورة وتصبح حرة الحركة بين جزيئات الماء

5- قابلية التوصيل الكهربائي :-



المركبات الأيونية الصلبة لاتوصل التيار الكهربائي بسبب قوى التجاذب القوية بين الأيونات مختلفة الشحنة فتكون أيوناتها مقيدة و ليست حرة الحركة

بينما محاليل المركبات الأيونية ومصاهيرها توصل التيار الكهربائي لأن الأيونات تتفكك عند صهرها أو اذابتها في الماء فتصبح حرة الحركة



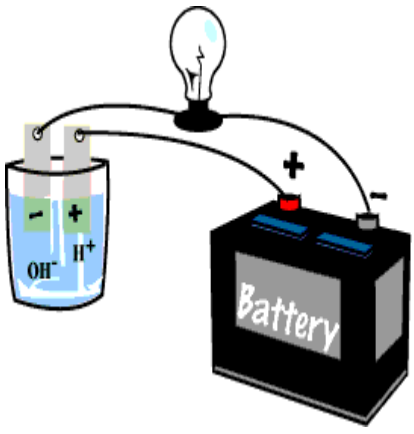
المركبات التساهمية :- هي المركبات التي تحتوي على روابط تساهمية

الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية :-

1- الحالة الفيزيائية :- توجد المركبات التساهمية في احدى الحالات الفيزيائية (صلبة / سائلة / غازية)

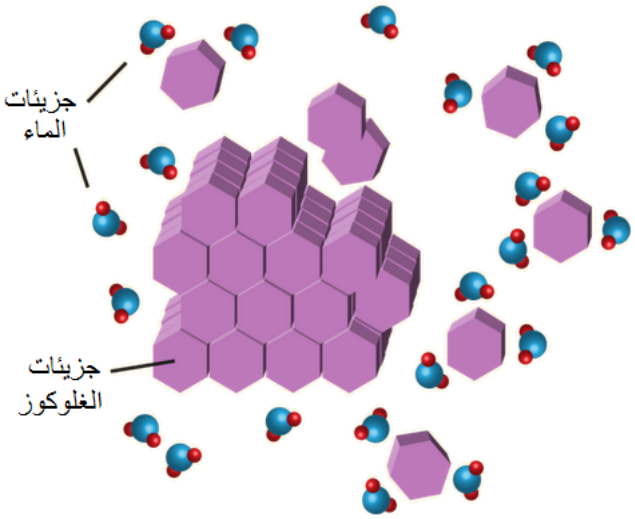
2- درجات انصهارها و غليانها منخفضة

3- أغلب مركباتها غير قابلة للذوبان في الماء



4- غير موصلة للتيار الكهربائي :- لانها تتفكك في المحاليل أو المصاهير الى جزيئات لها التركيب الجزيئي نفسه وليس

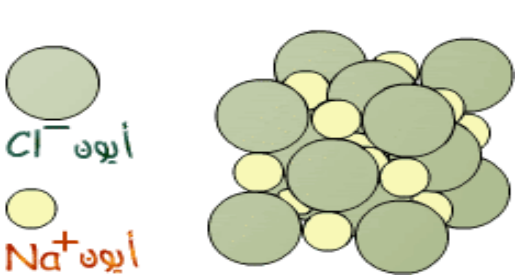
لديها ايونات حرة الحركة في المحلول

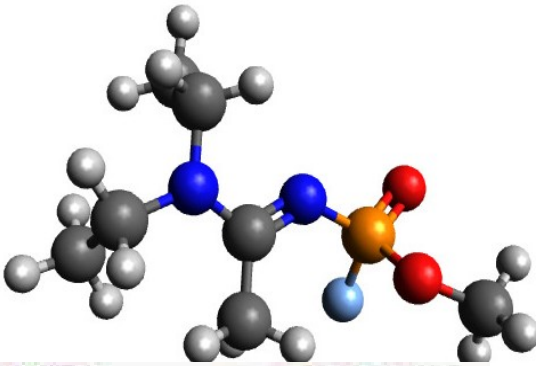


فسري :- تعد المركبات التساهمية (الجزيئية) مركبات متطايرة .

لأن درجات انصهارها و غليانها منخفضة

الشكل يمثل نموذج للروابط في مركب تساهمي ومركب أيوني





قارني بين المركبات الأيونية و التساهمية من حيث :-

من حيث	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجة الانصهار والغليان	عالية	غالبا منخفضة
التطاير	غير متطايرة	متطايرة
الذائبية في الماء	تذوب	غالبا لاتذوب
توصيل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة	غير موصلة	غير موصلة عدا الجرافيت
توصيل التيار الكهربائي في حالة المحلول	موصلة	غير موصلة بشكل عام (لكل قاعدة شواذ)
الروابط بين مكونات كل منها	رابطة أيونية	رابطة تساهمية

الخصائص الفيزيائية للفلزات :- 1- تعد مواد صلبة (ماعدا الزئبق)

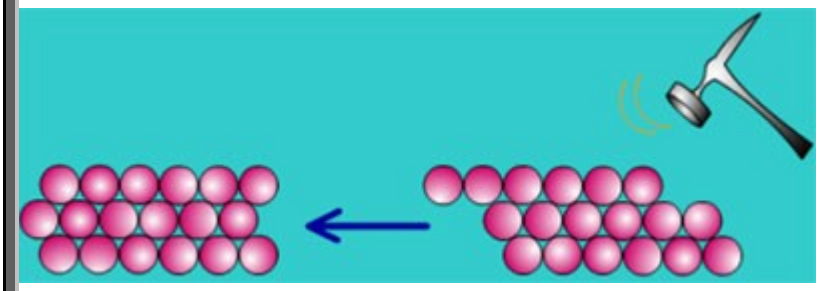
2- لامعة

3- قابلة للطرق والسحب

4- موصلة جيدة للكهرباء و الحرارة

5- نشطة كيميائيا

ماذا يتكون عند طرق وسحب الفلزات ؟



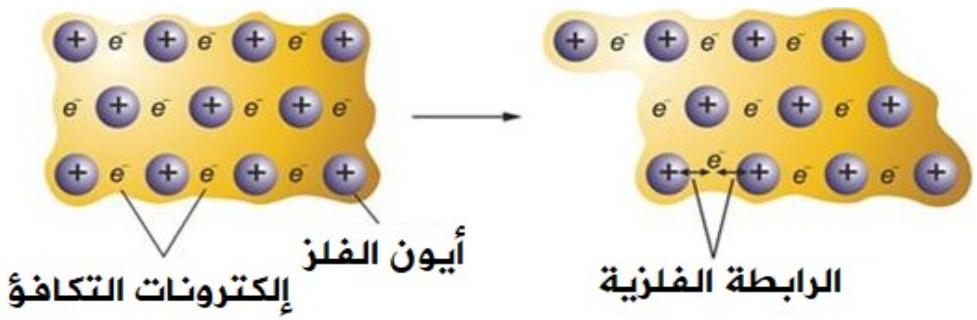
عند طرق الفلز يتكون صفائح بينما عند سحب الفلز تتشكل الأسلاك

فسري :- بلورة الفلز لاتتكسر ؟

لان صفوف الأيونات الموجبة تنزلق عن بعضها البعض لكنها تبقى في بحر الالكترونات

ما أثر بحر الالكترونات في قابلية الفلز للطرق و السحب ؟

لأنه عند طرق و سحب الفلز تنزلق صفوف الأيونات الموجبة عن بعضها البعض لكنها تبقى مترابطة من خلال السحابة الالكترونية فتبقى قوة جذب الأيونات الموجبة للسحابة دون تغيير



فسري :- أغلب الفلزات لا توجد بشكل منفرد في الطبيعة ؟

لأنها نشطة كيميائيا و قادرة على التفاعل مع المواد المختلفة باستثناء الفلزات غير النشطة (الذهب / الفضة / البلاتين).

الصيغ الكيميائية للمركبات

تستخدم الرموز و الصيغ الكيميائية للتعبير عن المركبات الكيميائية

الجدول التالي يبين أهم الرموز الكيميائية أحادية التكافؤ (موجبة الشحنة)

اسم العنصر	الرمز	الأيون
الهيدروجين	H	H^{+1}
البوتاسيوم	K	K^{+1}
الصوديوم	Na	Na^{+1}
الفضة	Ag	Ag^{+1}
الليثيوم	Li	Li^{+1}

الجدول التالي يبين أهم الرموز الكيميائية 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}
الحديد	Fe	Fe^{+2}

يمثل الجدول أهم المجموعات الأيونية

اسم العنصر	رمزه	تكافؤه
هيدروكسيل	$[OH]^{-1}$	١
أمونيوم	$[NH_4]^{+1}$	١
نيترات	$[NO_3]^{-1}$	١
برمنجات	$[MnO_4]^{-1}$	١
كلورات	$[ClO_3]^{-1}$	١
كربونات هيدروجينية	$[HCO_3]^{-1}$	١
كبريتات هيدروجينيه	$[HSO_4]^{-1}$	١
كربونات	$[CO_3]^{-2}$	٢
كبريتات	$[SO_4]^{-2}$	٢
فوسفات	$[PO_4]^{-3}$	٣

العناصر رباعية التكافؤ

اسم العنصر	الرمز	الأيون
الكربون	C	$C^{\pm 4}$
السيليكون	Si	$Si^{\pm 4}$

العناصر سالبة الشحنة (اللا فلزات)

اسم العنصر	الرمز	الأيون
الفلور	F	F^{-1}
الكلور	Cl	Cl^{-1}
البروم	Br	Br^{-1}
اليود	I	I^{-1}
الأكسجين	O	O^{-2}
الكبريت	S	S^{-2}

العناصر ثلاثية التكافؤ (سالبة الشحنة)

اسم العنصر	الرمز	الأيون
النيتروجين	N	N^{-3}
الفسفور	P	P^{-3}

العناصر ثلاثية التكافؤ

(موجبة الشحنة)

اسم العنصر	الرمز	الأيون
الألمنيوم	Al	Al^{+3}
الحديد	Fe	Fe^{+3}

مـاهي الــرموز ؟

هي طريقة لتمثيل ذرات العنصر

الصيغة الكيميائية :-

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

خطوات كتابة الصيغة الكيميائية :-

1- كتابة اسم المركب باللغة العربية

2- كتابة رموز العناصر التي يتكون منها المركب تحت اسم كل عنصر

3- كتابة رقم التكافؤ أسفل كل رمز

4- ضرب تبادلي للرمزين مع تكافؤتها

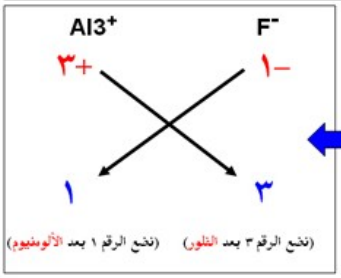
5- كتابة صبغة المركب النهائية

[طريقة كتابة صيغة مركب فلوريد الألومنيوم]

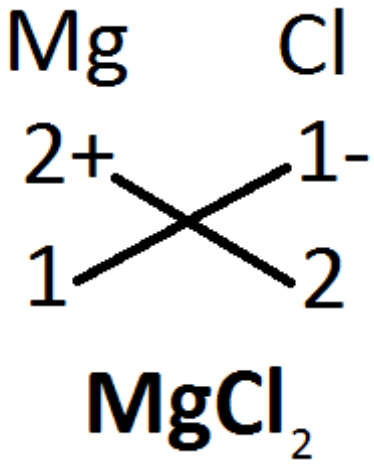
١- نكتب رموز الأيونات: Al^{3+} ألومنيوم — F^- فلوريد

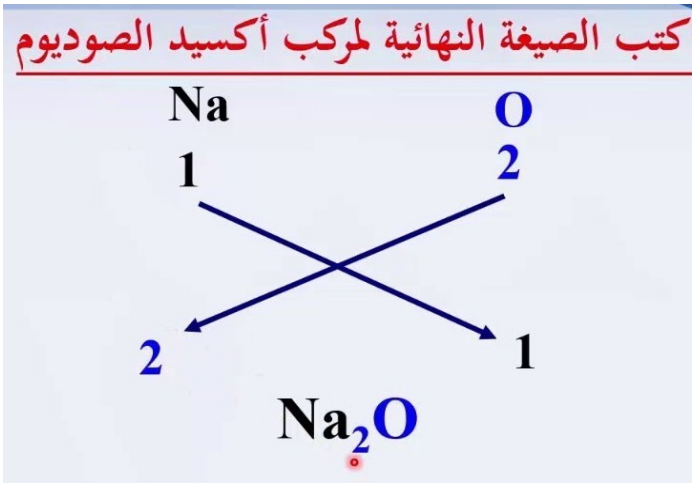
٢- نكتب عدد الشحنات لكل أيون

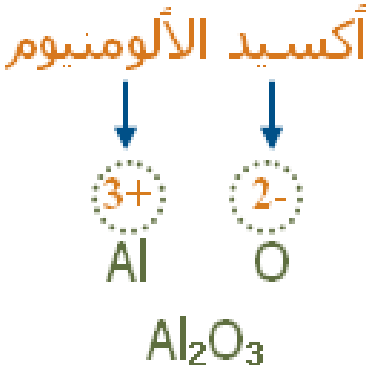
٣- نبادل عدد الشحنات

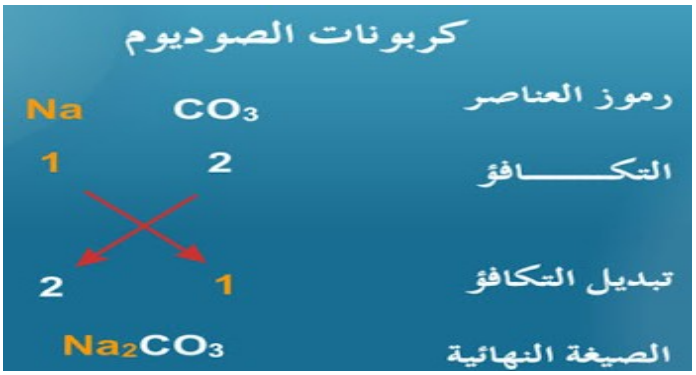


٤- نكتب الصيغة الكيميائية: AlF_3 (لاحظ أنّ العدد ١ لا يُكتب)









مجموع الشحنات = صفر ← +1 -1

Na Cl

NaCl

اسم المركب كلوريد الصوديوم

مجموع الشحنات = صفر ← +1 -1

Na NO_3

$NaNO_3$

يلاحظ أن المجموعات توضع داخل قوسين لأن الرقم خارج القوس يشير إلى عدد المجموعات فيه .

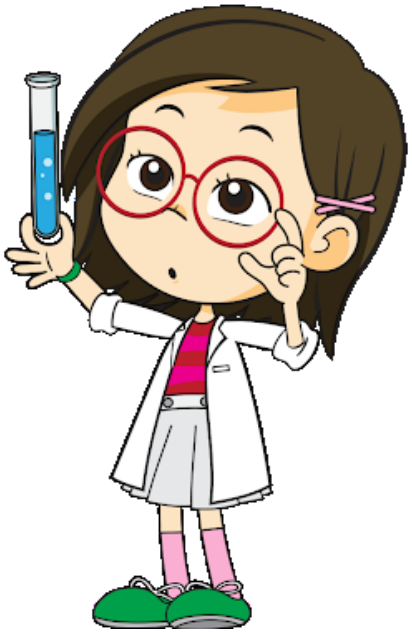
تستخدم الأرقام اللاتينية إذا كان للعنصر أكثر من تكافؤ مثل الحديد Fe^{+2} و Fe^{+3} يكتب الرقم اللاتيني الذي يدل على تكافئه بعد اسم المركب مثل :- أكسيد الحديد (II) أي أن تكافؤ الحديد هنا Fe^{+2} و

أكسيد الحديد الثلاثي (III) أي أن تكافؤ الحديد هنا Fe^{+3} .

السالبية الكهربائية وأنواع الروابط الكيميائية

يعتمد نوع الرابطة بين الذرتين على مقدار الفرق في السالبية الكهربائية بينهما وفق مقياس باولينج

في مقياس باولينج يكون عنصر الفلور F هو أعلى سالبية كهربائية حيث تبلغ (3.89) بينما في عنصر الفرانسيوم Fr هو أقل العناصر سالبية كهربائية تبلغ قيمة السالبية الكهربائية له (0.7)



الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة المتكونة
من 0.4 الى 2	تساهمية
أكبر من 2	أيونية

* تتكون الرابطة التساهمية عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين مختلفين تقريبا مابين (2 - 0.4) مثل :-

CO , HF , HCl

* تتكون الرابطة التساهمية عندما يكون الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتين متشابهتين صفرا مثل :- N_2 , O_2 , Cl_2

مـــراجعة الـــدرس

-1

نوع الرابطة	الخصائص الفيزيائية
أيونية	قاسية / هشة / ارتفاع درجات الانصهار والغليان / ذائبية عالية في الماء / محاليلها موصلة للتيار الكهربائي / توجد في الحالة الصلبة
تساهمية	درجات غليان وانصهار منخفضة / لاتذوب في الماء المحاليل لاتوصل التيار الكهربائي / توجد في الحالات الفيزيائية الثلاث
فلزية	توجد في الحالة الصلبة (عدا الزئبق) / لامعة / قابلة للطرق و السحب / موصلة جيدة للحرارة والكهرباء

-2

حبيبات السكر الصلب :- مركبات تساهمية لايوصل التيار الكهربائي لافي حالة الصلب أو السائل

- مصهور KCl :- مركب أيوني يوصل التيار الكهربائي في الحالة السائلة

- ملح $MgCl_2$ الصلب :- مركب أيوني لايوصل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة

- فلز Al :- فلز الألمنيوم يحتوي رابطة فلزية وهو موصل ضعيف للكهرباء

- محلول NaCl :- مركب أيوني يوصل التيار الكهربائي في الحالة السائلة

-3

المادة	نوع الرابطة	التوصيل الكهربائي	
		الصلب	المصهور
الأيونية	رابطة أيونية	لاتوصل	يوصل
التساهمية	رابطة تساهمية	لاتوصل	لايوصل
الفلزية	رابطة فلزية	توصل	توصل

4- الصيغ الكيميائية للاتي :- نترات الصوديوم :- $NaNO_3$

كبريتات المغنيسيوم :- $MgSO_4$

أكسيد الكالسيوم :- CaO

5- بسبب قوة التجاذب القوية التي تحدثها الرابطة الأيونية بين الأيونات السالبة والموجبة في البلورة فيصعب الفصل بين هذه الأيونات و تكسبها هذه الخاصية القساوة

6- تكافؤ مجموعة الأمونيوم $NH_4 = +1$ و تكافؤ مجموعة الكرومات $CrO_4 = -2$

تم بحمد الله وفضله

مع خالص امنياتي لكن بالتوفيق والنجاح ياعالمات المستقبل

إعداد المعلمة : غادة عبيدات

حل مراجعة الوحدة الثالثة

1- أضع دائرة حول رمز الاجابة الصحيحة لكل جملة مما يأتي :-

رقم الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
رمز الاجابة	ج	د	ج	أ	ب	ج	ج	د	أ	ب	د

2- الرابطة الأيونية :- القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركب

الرابطة التساهمية :- الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللا فلزية بزوج أو أكثر من الالكترونات

الرابطة الفلزية :- قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات و الالكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

التكافؤ :- عدد الالكترونات التي يفقدها أو يكتسبها أو تشارك بها ذرة العنصر في مركباته للوصول إلى حالة الاستقرار

تركيب لويس :- التمثيل النقطي لالكترونات التكافؤ و فيه يرمز إلى كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر

3-

من حيث	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجة الانصهار والغليان	عالية	غالبا منخفضة
الذائبية في الماء	تذوب	غالبا لا تذوب
توصيل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة	غير موصلة	غير موصلة عدا الجرافيت
توصيل التيار الكهربائي في حالة المحلول	موصلة	غير موصلة بشكل عام (لكل قاعدة شواذ)

4 - ذرة الكالسيوم تفقد إلكترونين من المستوى الخارجي فتتحول الى أيون الكالسيوم الثنائي

$_{20}Ca$: : $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2$ / $_{8}O : 1S^2 2S^2 2P^4$

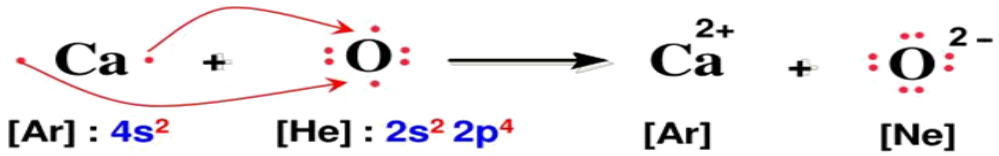
أ)

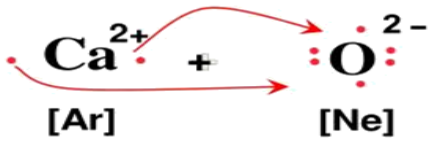
ب)

طريقة لويس لتوضيح تكوين أكسيد الكالسيوم من عناصره الأولية

ج)

د)





تكافؤ ذرة الأكسجين 2 و تكافؤ ذرة الكالسيوم 2

5 - الصيغة الكيميائية لكل من :-

نترات الأمونيوم :- NH_4NO_3 / NO_3^{-1} , NH_4^{+1}

هيدروكسيد الحديد (II) :- $Fe(OH)_2$ / OH^{-1} , Fe^{+2}

كبريتات الكالسيوم :- $CaSO_4$ / SO_4^{-2} , Ca^{+2}

- 6

عن طريق الذائبية في الماء حيث أن شمع البرافين بين جزيئاته رابطة تساهمية وهو لا يذوب في الماء بينما بروميد البوتاسيوم بين جزيئاته رابطة أيونية يذوب في الماء بحرية

عن طريق التوصيل بدراة كهربائية و كشف محاليل المركبين حيث أن محلول شمع البرافين لا يوصل التيار الكهربائي بينما محلول بروميد البوتاسيوم يوصل التيار الكهربائي

- 7

أ) بسبب حركة الالكترونات الحرة خلال السحابة الالكترونية (بحر الالكترونات) في بلورة الفلز

ب) لأن المركب MgO يحمل الشحنات O^{-2} , Mg^{+2} بينما المركب NaCl يحمل الشحنات Cl^{-1} , Na^{+1} وزيادة عدد الشحنات على الأيونات تؤدي الى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج الى طاقة أكبر للتغلب عليها .

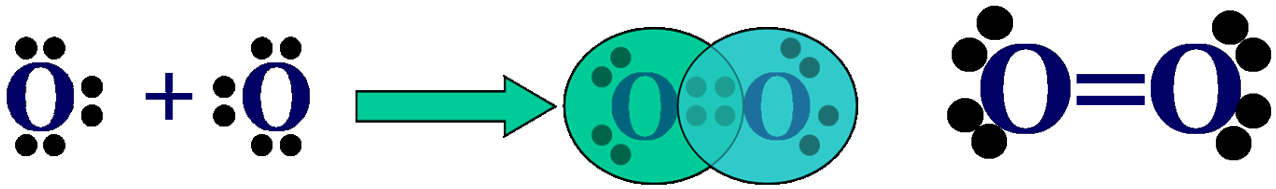
8- تمتاز المركبات الأيونية بانها صلبة لكن هشة عند الضغط عليها ، عند الضغط على هذه البلورة فأن الأيونات متماثلة الشحنة تقترب من بعضها البعض فتتنافر و تبتعد عن بعضها و تنزلق صفوف الأيونات الموجبة بعضها عن بعض لكنها تظل في بحر الالكترونات نفسه فيسهل كسر البلورة و تفتيتها لذا لا يمكن طرقها وسحبها

- 9

حتى تصل ذرة الأكسجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى الكترونين وبالتالي تتشارك ذرة

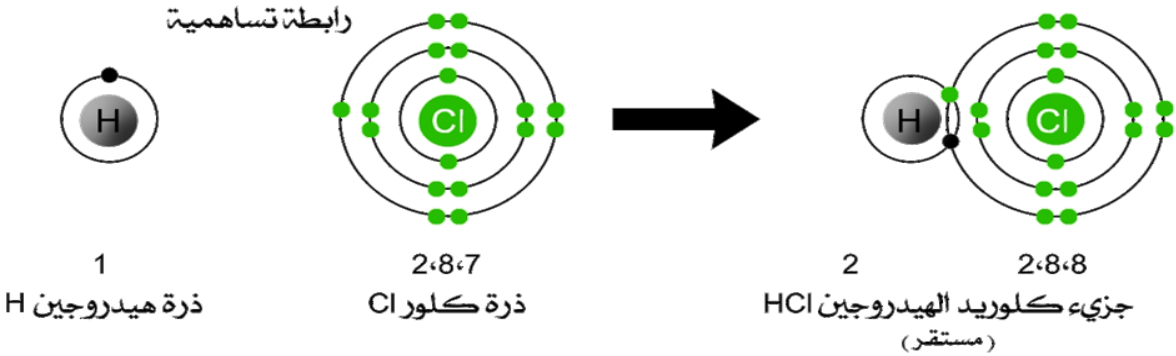
$_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$

الأكسجين الأولى بإلكترونين مع ذرة الأكسجين الثانية و تتكون رابطة تساهمية ثنائية احدهما من نوع سيجما و الثانية من نوع باي π



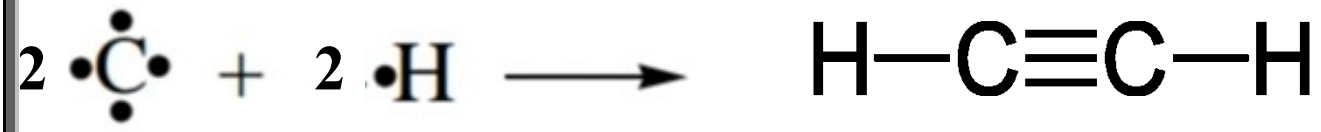
$_1H : 1S^1$ / $_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$

حتى تصل ذرة الهيدروجين إلى الاستقرار فإنها تحتاج إلى إلكترون واحد بينما الكلور تحتاج لإلكترون واحد لتصل للتركيب الثماني المستقر فتشارك ذرة الهيدروجين ذرة الكلور ب الإلكترون

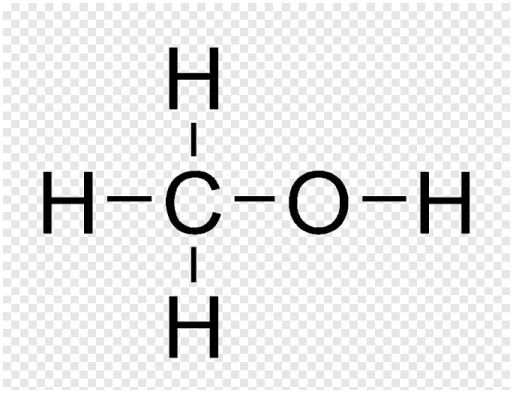


$_1H : 1S^1$ / $_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$

تمتلك كل ذرة كربون أربعة الكترونات تكافؤ وتحتاج إلى أربع الكترونات أخرى حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي فتتشارك بها مع ذرتين من ذرات هيدروجين و تنشأ خمسة روابط تساهمية ، أربعة من نوع سيجما σ و اثنتان من نوع باي π



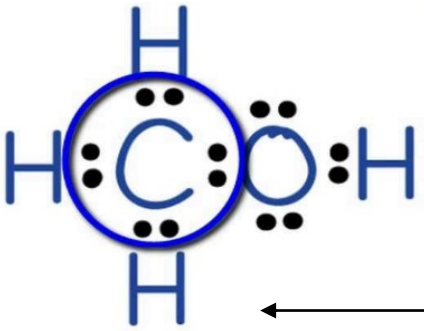
- 10



أ) $_{6}C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$ للكربون في الغلاف الخارجي أربعة الكترونات تكافؤ و بحاجة أربعة للوصول للاستقرار

$_{8}O : 1S^2 2S^2 2P^4$ و للأكسجين في الغلاف الخارجي ستة الكترونات تكافؤ وبحاجة إلى اثنين للاستقرار

ب) في جزي الميثانول جميع الروابط تساهمية احادية من نوع σ



ج) عدد أزواج الاكترونات الرابطة 5 أزواج وغير الرابطة 2 زوج على ذرة الأكسجين

د) ←

– 11

تكافؤ ClO_3 في المركب $Al(ClO_3)_3$:- $0 = (3+) + X\times3$ وبالتالي $X = 1-$

تكافؤ Al في المركب $Al(ClO_3)_3$:- $0 = X + (1-)\times3$ وبالتالي $X = 3+$

12- مركب تكافؤ النحاس فيه (II) هو :- $CuCl_2$ ، و مركب تكافؤ النحاس فيه (I) CuCl

13- (B) يكون أيون أحادي سالب هذا يدل على انه يكسب إلكترون للوصول إلى الاستقرار و بالتالي يكون في المجموعة السابعة و عليه

رمز العنصر	A	B	C	D	E
رقم المجموعة	6	7	8	1	2

أ) A مع B رابطة تساهمية كلاهما يميل لكسب الالكترونات لذا يتشاركان بها

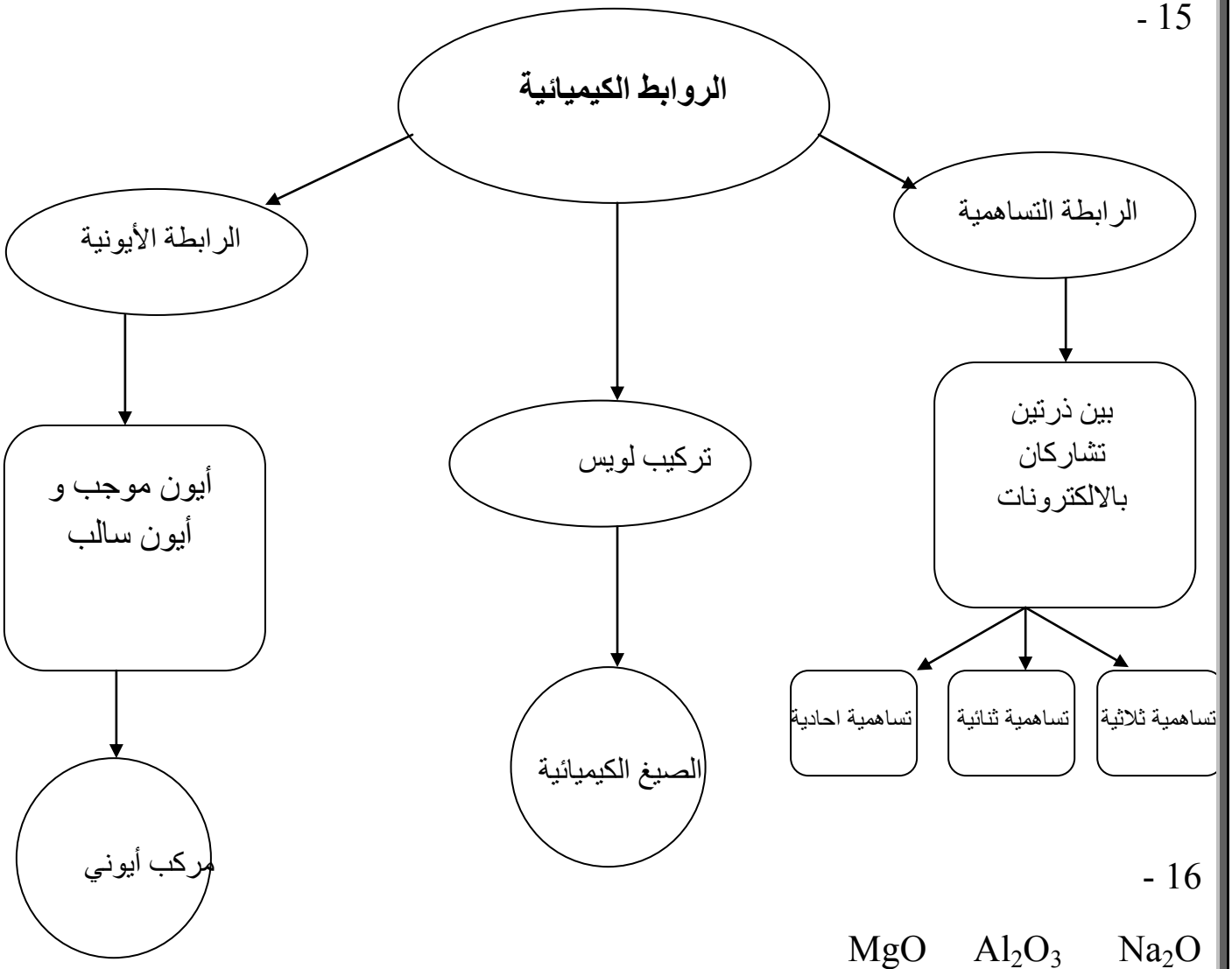
ب) B مع D رابطة أيونية بين أيون موجب و أيون سالب

ج) B مع بعضها البعض رابطة تساهمية

د) E مع بعضها البعض رابطة فلزية

14 - أ) Al ب) KCl جـ) Al د) CH_4 هـ) C_2H_4 و) C_2H_2

15 -



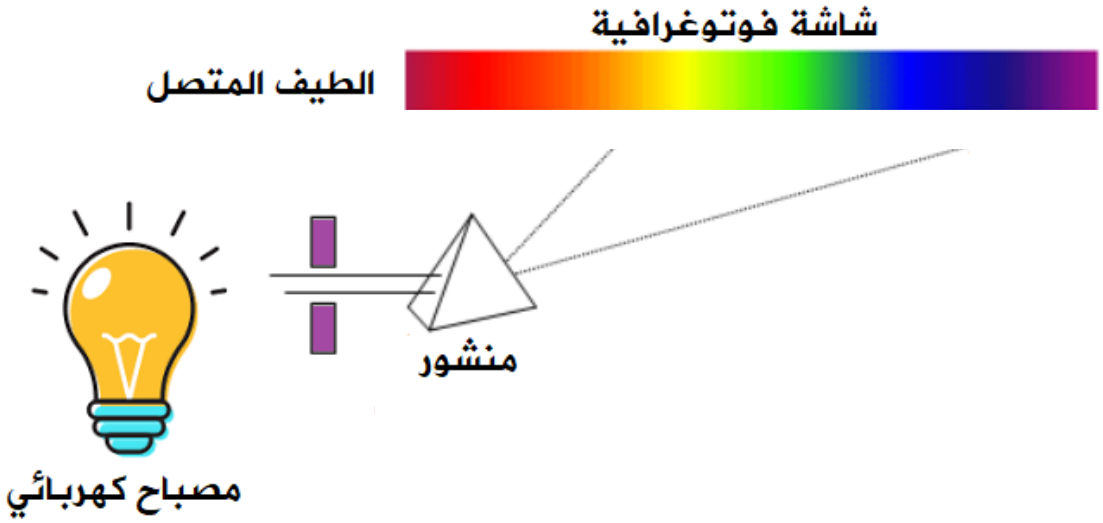
16 -

MgO Al_2O_3 Na_2O

$NaBr$ $AlBr_3$ $MgBr_2$ N_2O_3 OBr_2

Na_3N AlN Mg_3N_2 NBr_3

أوراق
العمـــل



* يمثل الشكل الطيف الناتج عن انكسار الضوء في منشور زجاجي تأمليه وأجيبي عن الأسئلة التي تليه :-

1- ما الذي سبب تشتت الضوء عند دخوله للمنشور ؟

2- كم تبلغ سرعة الضوء في الفراغ ؟

3- ما هو الطيف الكهرومغناطيسي ؟

4- ماهي الترددات التي يتكون منها الطيف غير المرئي ؟

5- فسري تسمية الطيف المرئي بالطيف المستمر أو المتصل ؟

6- هل هناك أطياف اخرى نتنجت عن الذرات غير الطيف المرئي أو الطيف غير المرئي ؟

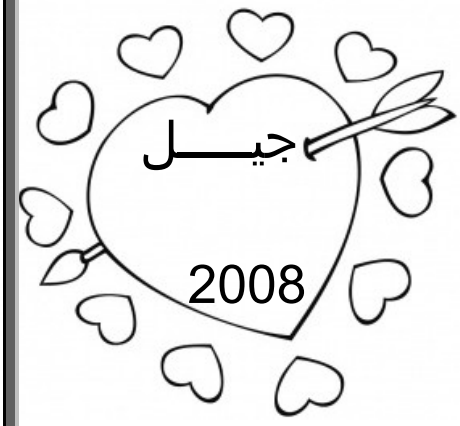
7- من هو العالم الذي درس خصائص الضوء و أطياف الذرات المثارة ؟

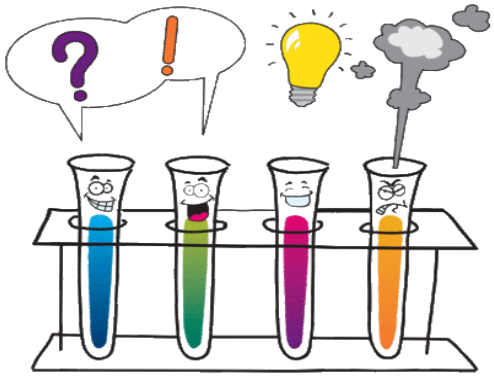
8- عددي خصائص الضوء ؟

9- ما العلاقة الرياضية التي تربط بين تردد الفوتون و طوله الموجي ؟

10- ما العلاقة الرياضية التي تربط بين طاقة الفوتون و تردده ؟

11- ما المقصود بالطيف الذري ؟





ورقـــــة عمل : العاشر الأساســـي

اســـم الدرس :- الطيف الـــــذري

* الثوابت العلمية :-

$h = 6.63 \times 10^{-34}$ j.s

$C = 3 \times 10^{8}$ m/s

$E = h \times V$

$C = \lambda \times V$

1- احسبي طاقة الفوتون الذي تردده 4×10^{17} Hz .

2- احسبي تردد فوتون بالهيرتز له طول موجي مقداره 2 nm .

3- فوتون طاقته 3.5×10^{5} J ، احسبي تردده .

4- فوتون طاقته 2×10^{-18} J ، احسبي طول موجته .

5- فوتون طول موجته 6.3×10^{-8} m ، احسبي تردده .

6- موجه طولها 600 nm احسبي طاقتها .

7- اذا علمت أن الطول الموجي للضوء الأحمر 800 nm ، احسبي تردد الضوء الأحمر .

ورقـــــــة عمل : العاشـــــر الأساسي

الدرس :- النظرية الميكانيكية الموجية

أي مجموعة من أعداد الكم غير مسموح بها في ذرة الهيدروجين

-1	$m_S = +½$	$m_l = -1$	$l = 1$	n=2
-2	$m_S = +½$	$m_l = 0$	$l = 1$	n=1
-3	$m_S = +1$	$m_l = 6$	$l = 7$	n=8
-4	$m_S = -½$	$m_l = 0$	$l = 0$	n=0
-5	$m_S = +½$	$m_l = 0$	$l = 0$	n=-4
-6	$m_S = -½$	$m_l = 0$	$l = 0$	n=8
-7	$m_S = +½$	$m_l = 1$	$l = -1$	n=2
-8	$m_S = -½$	$m_l = -3$	$l = 2$	n=3

1- أكتبي أعداد الكم الأربعة لإلكترون يقع في فلك من أفلاك 7S :-

	n	l	m_l	ms
الالكترون الأول				
الالكترون الثاني				

2- أكتبي أعداد الكم الأربعة لإلكترون يقع في فلك من أفلاك 4P :-

	n	l	m_l	ms
الالكترون الأول				
الالكترون الثاني				

3- أكتبي أعداد الكم الأربعة لإلكترون يقع في فلك من أفلاك 6d :-

	n	l	m_l	ms
الالكترون الأول				
الالكترون الثاني				

4- أكتبي أعداد الكم الأربعة لإلكترون يقع في فلك من أفلاك 5f :-

	n	l	m_l	ms
الالكترون الأول				
الالكترون الثاني				

5- اذا علمت ان عدد الكم الرئيس لالكترون = 5 ، اجيبي عن الاسئلة الاتية :-

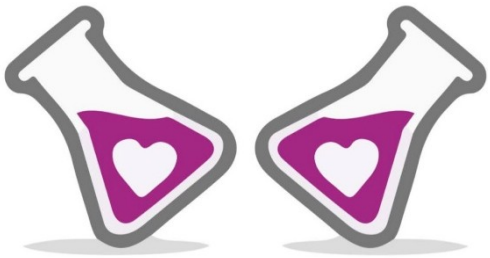
1- ما عدد الأغلفة الفرعية في الغلاف الرئيس الخامس ؟

2- ما عدد أفلاك الغلاف الرئيس الخامس ؟

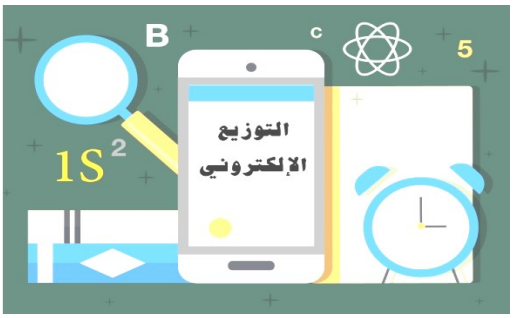
3- ما اكبر عدد من الالكترونات يمكن ان يستوعبه هذا الغلاف ؟

4- ما قيم عدد الكم الفرعية (l) في هذا الغلاف ؟

5- ما القيم التي يمكن أن يأخذها عدد الكم المغناطيسي (m_l) ؟



Love Chemistry



ورقة عمل : العـــــاشر الأساســـي

الدرس :- مبـــادئ و قواعد التوزيـــع الالكتروني

ضعي دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة :-

1- أي المستويات الفرعية الآتية يملأ أولا بالالكترونات ؟

أ- 4d ب- 4P ج- 4S د- 2P

2- أي المستويات الفرعية الآتية أقل طاقة ؟

أ - 5f ب- 7P ج- 4f د- 6P

3 – العدد الذري لذرة تركيبها الالكتروني $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^4$ هو :-

أ- 10 ب- 14 ج- 16 د- 12

4 – عدد الالكترونات المنفردة في لذرة الفسفور $_{15}P$:-

أ- 3 ب- 2 ج- 0 د- 1

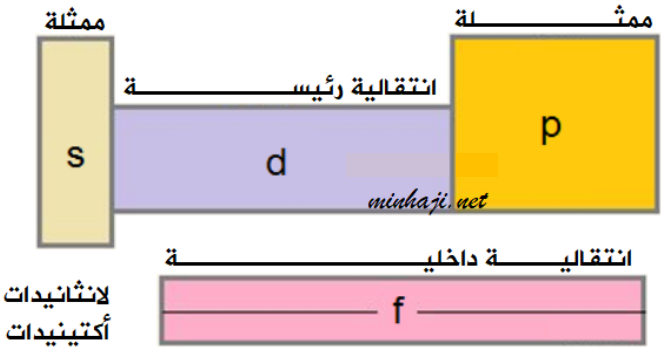
اكتبي التوزيع الالكتروني و التوزيع بدلالة الغاز النبيل لذرات العناصر الاتية :-

العنصر	التوزيع الالكتروني	التوزيع الالكتروني بدلالة الغاز النبيل
$_8O$		
$_{11}Na$		
$_{13}Al$		
$_{35}Br$		
$_{32}Ge$		
$_{24}Cr$		
$_{12}Mg$		
$_{20}Ca$		

ورقة عمل : العاشر الأساسي

الدرس :- تصنيف العناصر

ضعي دائرة حول رمز الاجابة الصحيحة :-



1- عدد البروتونات في الذرة التي تركيبها الالكتروني $[Ne]\ 3S^2 3P^5$ هو ؟

أ- 7 ب- 10 ج- 17 د- 14

2- يعد العنصر انتقاليا داخليا إذا انتهى التوزيع الالكتروني له بأفلاك من نوع ؟

ب f أ P ب- S ج- d د-

3 – العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الرابعة المجموعة الثالثة عشر هو

أ- 31 ب- 30 ج- 32 د- 34

4 – يعد العنصر ممثلا من المجموعة الأولى أو الثانية إذا انتهى توزيعه الالكتروني بأفلاك من نوع

أ - f ب- P ج- S د- d

اكتبي التوزيع الالكتروني العناصر الآتية :-

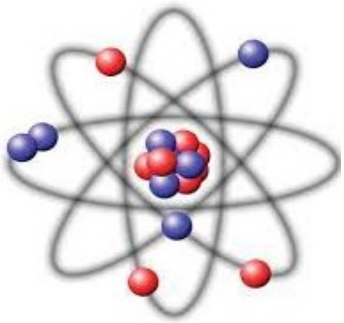
العنصر	التوزيع الالكتروني	الدورة	المجموعة	نوع العنصر
$_{25}Mn$				
$_{11}Na$				
$_{13}Al$				
$_{29}Cu$				
$_{16}S$				
$_{20}Ca$				
$_{24}Cr$				
$_{30}Zn$				
$_{32}Ge$				

ورقـــــة عمل : العاشر الاساســـــي

عنوان الدرس :- التوزيع الالكتروني لأيونات العناصر

اكتبي التوزيع الإلكتروني لكل من أيونات العناصر الآتية :-

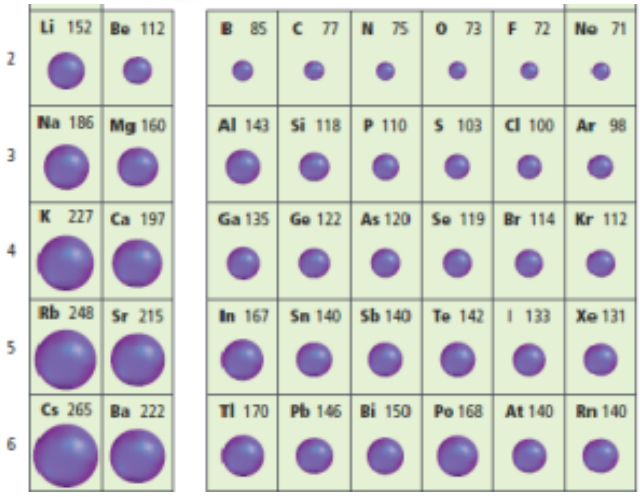
العنصر	التوزيع الالكتروني للعنصر	التوزيع الالكتروني للأيون
$_{9}F^{-1}$		
$_{25}Mn^{+2}$		
$_{11}Na^{+1}$		
$_{15}P^{-3}$		
$_{12}Mg^{+2}$		
$_{35}Br^{-1}$		
$_{8}O^{-2}$		
$_{26}Fe^{+3}$		
$_{47}Ag^{+1}$		
$_{31}Ga^{+3}$		
$_{42}Mo^{+4}$		
$_{20}Ca^{+2}$		



ورقـــــة عمل : العاشـــــر الأساسي

عنوان الدرس :- الخصائص الدوريـــــة للعناصر

حددي الذرة الأكبر حجما في كل زوج من الأزواج الآتية :-



1- (Na , Si)

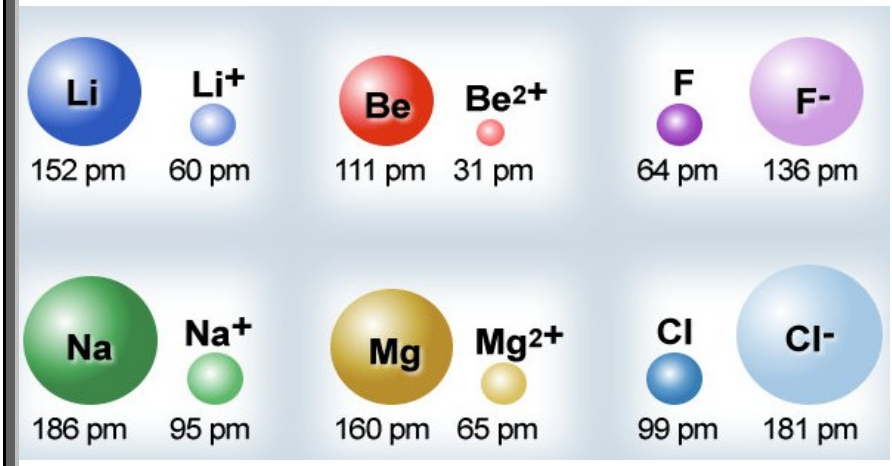
2- (Cl , I)

3- (B , N)

4- (S , O)

5- (K , Br)

حددي الذرة أو الأيون الأصغر حجما في كل زوج من الأزواج الآتية :-



1- (Na , Na^{+})

2- (Cl , Cl^{-})

3- (O^{-2} , N^{-3})

4- (Al^{+3} , Mg^{+2})

5- (K^{+} , Cl^{-})

6- (O^{-2} , B^{+3})

رتبي ذرات العناصر آلاتية وفق ازدياد حجمها الذري :-

Na , K , Mg , S , Cl , Li , B , Ca

رتبي الأيونات الآتية وفق ازدياد حجومها :-

Na^{+} , K^{+} , Cl^{-} , Al^{+3} , Mg^{+2} , O^{-2} , N^{-3}

أعداد الكم الأربعة الرئيسية

عدد الكم الرئيس	عدد الأغلفة الفرعية	قيم أعداد الكم الفرعية	رموز المستويات الفرعية	عدد الكم المغناطيسي	عدد الأفلاك في المستوى الفرعي	عدد الأفلاك في المستوى الرئيس	عدد الالكترونات القصوى
n = 1							
n = 2							
n = 3							
n = 4							

IUPAC Periodic Table of the Elements

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 **H** hydrogen 1.0080 ± 0.0002																	2 **He** helium 4.0026 ± 0.0001
3 **Li** lithium 6.94 ± 0.06	4 **Be** beryllium 9.0122 ± 0.0001											5 **B** boron 10.81 ± 0.02	6 **C** carbon 12.011 ± 0.002	7 **N** nitrogen 14.007 ± 0.001	8 **O** oxygen 15.999 ± 0.001	9 **F** fluorine 18.998 ± 0.001	10 **Ne** neon 20.180 ± 0.001
11 **Na** sodium 22.990 ± 0.001	12 **Mg** magnesium 24.305 ± 0.002											13 **Al** aluminium 26.982 ± 0.001	14 **Si** silicon 28.085 ± 0.001	15 **P** phosphorus 30.974 ± 0.001	16 **S** sulfur 32.06 ± 0.02	17 **Cl** chlorine 35.45 ± 0.01	18 **Ar** argon 39.95 ± 0.16
19 **K** potassium 39.098 ± 0.001	20 **Ca** calcium 40.078 ± 0.004	21 **Sc** scandium 44.956 ± 0.001	22 **Ti** titanium 47.867 ± 0.001	23 **V** vanadium 50.942 ± 0.001	24 **Cr** chromium 51.996 ± 0.001	25 **Mn** manganese 54.938 ± 0.001	26 **Fe** iron 55.845 ± 0.002	27 **Co** cobalt 58.933 ± 0.001	28 **Ni** nickel 58.693 ± 0.001	29 **Cu** copper 63.546 ± 0.003	30 **Zn** zinc 65.38 ± 0.02	31 **Ga** gallium 69.723 ± 0.001	32 **Ge** germanium 72.630 ± 0.008	33 **As** arsenic 74.922 ± 0.001	34 **Se** selenium 78.971 ± 0.008	35 **Br** bromine 79.904 ± 0.003	36 **Kr** krypton 83.798 ± 0.002
37 **Rb** rubidium 85.468 ± 0.001	38 **Sr** strontium 87.62 ± 0.01	39 **Y** yttrium 88.906 ± 0.001	40 **Zr** zirconium 91.224 ± 0.002	41 **Nb** niobium 92.906 ± 0.001	42 **Mo** molybdenum 95.95 ± 0.01	43 **Tc** technetium [97]	44 **Ru** ruthenium 101.07 ± 0.02	45 **Rh** rhodium 102.91 ± 0.01	46 **Pd** palladium 106.42 ± 0.01	47 **Ag** silver 107.87 ± 0.01	48 **Cd** cadmium 112.41 ± 0.01	49 **In** indium 114.82 ± 0.01	50 **Sn** tin 118.71 ± 0.01	51 **Sb** antimony 121.76 ± 0.01	52 **Te** tellurium 127.60 ± 0.03	53 **I** iodine 126.90 ± 0.01	54 **Xe** xenon 131.29 ± 0.01
55 **Cs** caesium 132.91 ± 0.01	56 **Ba** barium 137.33 ± 0.01	57-71 lanthanoids	72 **Hf** hafnium 178.49 ± 0.01	73 **Ta** tantalum 180.95 ± 0.01	74 **W** tungsten 183.84 ± 0.01	75 **Re** rhenium 186.21 ± 0.01	76 **Os** osmium 190.23 ± 0.03	77 **Ir** iridium 192.22 ± 0.01	78 **Pt** platinum 195.08 ± 0.02	79 **Au** gold 196.97 ± 0.01	80 **Hg** mercury 200.59 ± 0.01	81 **Tl** thallium 204.38 ± 0.01	82 **Pb** lead 207.2 ± 1.1	83 **Bi** bismuth 208.98 ± 0.01	84 **Po** polonium [209]	85 **At** astatine [210]	86 **Rn** radon [222]
87 **Fr** francium [223]	88 **Ra** radium [226]	89-103 actinoids	104 **Rf** rutherfordium [267]	105 **Db** dubnium [268]	106 **Sg** seaborgium [269]	107 **Bh** bohrium [270]	108 **Hs** hassium [269]	109 **Mt** meitnerium [277]	110 **Ds** darmstadtium [281]	111 **Rg** roentgenium [282]	112 **Cn** copernicium [285]	113 **Nh** nihonium [286]	114 **Fl** flerovium [290]	115 **Mc** moscovium [290]	116 **Lv** livermorium [293]	117 **Ts** tennessine [294]	118 **Og** oganesson [294]

Key:

atomic number
Symbol
name
abridged standard atomic weight

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La lanthanum 138.91 ± 0.01	**Ce** cerium 140.12 ± 0.01	**Pr** praseodymium 140.91 ± 0.01	**Nd** neodymium 144.24 ± 0.01	**Pm** promethium [145]	**Sm** samarium 150.36 ± 0.02	**Eu** europium 151.96 ± 0.01	**Gd** gadolinium 157.25 ± 0.03	**Tb** terbium 158.93 ± 0.01	**Dy** dysprosium 162.50 ± 0.01	**Ho** holmium 164.93 ± 0.01	**Er** erbium 167.26 ± 0.01	**Tm** thulium 168.93 ± 0.01	**Yb** ytterbium 173.05 ± 0.02	**Lu** lutetium 174.97 ± 0.01
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac actinium [227]	**Th** thorium 232.04 ± 0.01	**Pa** protactinium 231.04 ± 0.01	**U** uranium 238.03 ± 0.01	**Np** neptunium [237]	**Pu** plutonium [244]	**Am** americium [243]	**Cm** curium [247]	**Bk** berkelium [247]	**Cf** californium [251]	**Es** einsteinium [252]	**Fm** fermium [257]	**Md** mendelevium [258]	**No** nobelium [259]	**Lr** lawrencium [262]

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 4 May 2022.
Copyright © 2022 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

غـــــادة محمد عبيدات