

Chemistry

اعداد المعلمة :

غادة

عبيدات

الكيمياء

الصف العاشر

الأساسي

2026/ 2025

الفصل الأول





الوحدة الأولى

بنية الذرة

وتركيبتها

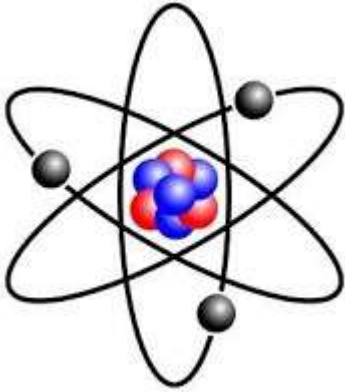
ماهي الذرة ؟

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

مما تتكون الذرة ؟

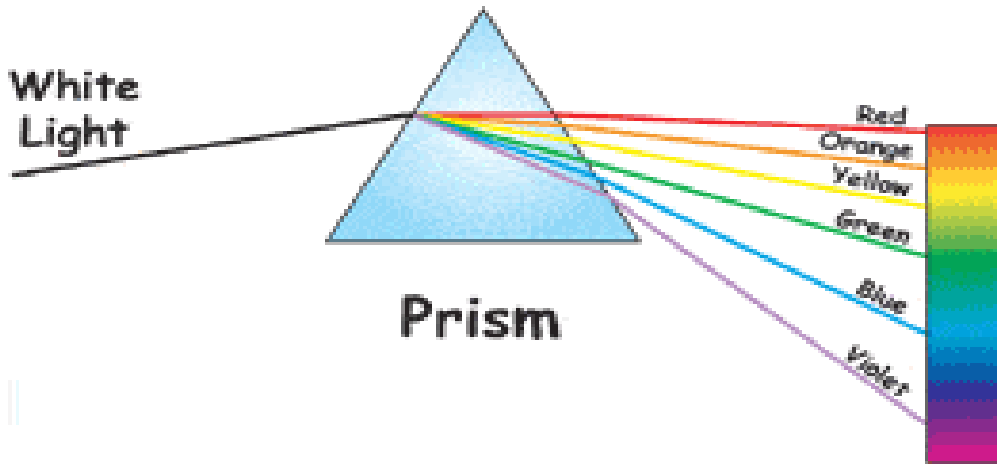
من نواة ومدارات :- النواة تحتوي بداخلها بروتونات و نيوترونات و المدارات تدور فيها الالكترونات حول النواة

- 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 ، لماذا يتشتت الضوء بعد خروجه من المنشور ؟

بسبب اختلاف سرعة الضوء في المنشور عن 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 أطيف 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- تشابه ذرات العنصر الواحد في الشكل والحجم وتختلف عن ذرات العناصر الأخرى (نظرية صحيحة). 3- التفاعل الكيميائي هو: إعادة توزيع الذرات دون المساس بصفاتهما 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 ؟

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

مالذي ساعد العالم بور في بناء نموذج 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 المرئي

2- الطيف غير المرئي

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 .

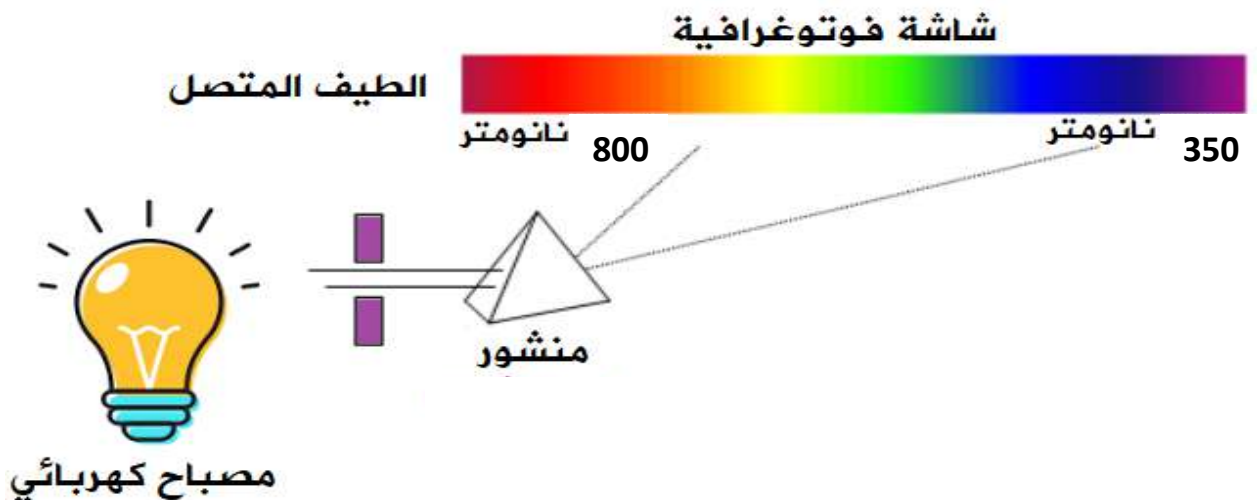
الطيف المرئي:- هو حزمة ضيقة من الطيف الكهرومغناطيسي يمكن تمييزها بالعين المجردة

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 نانومتر و 800 نانومتر

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



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

الطيف غير المرئي :- الأطوال الموجية التي يتألف منها الطيف الكهرومغناطيسي ويقل طولها الموجي عن 350 نانومتر ويزيد على 800 نانومتر ، ولا يمكن تمييزها بالعين المجردة .

ما هو الفوتون ؟

هي جسيمات مادية متناهية في الصغر تمثل الوحدات الأساسية المكونة للضوء ويحمل كل منها مقداراً محدداً 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 طردياً مع التردد $E \propto V$

حيث أن E : الطاقة بوحدة الجول J

V : التردد بوحدة الهيرتز ، Hz

h : الثابت (ثابت بلانك) و قيمته $(6.63 \times 10^{-34} \text{ J.s})$

$$E = h \times V$$

التردد يتناسب عكسياً مع الطول الموجي $\frac{1}{\lambda} \propto V$

$$V = \frac{1}{\lambda} \times \text{ثابت}$$

حيث أن V : التردد بوحدة الهيرتز ، Hz

λ : الطول الموجي بوحدة المتر (m)

الثابت (سرعة الضوء) C :

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

$$C = \lambda \times V$$

$$1 \text{ نانومتر} = 10^{-9} \text{ m} \text{ .nanometer}$$

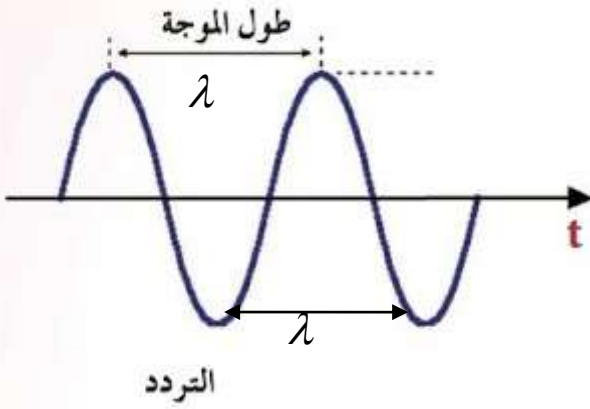


ماهو طول الموجة λ ؟

هو المسافة الفاصلة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليتين

ماهو التردد ؟

هو عدد القمم التي تمر بنقطة خلال ثانية واحدة



مسائل اضافية :-

الإجابات

$$19.89 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$69 \times 10^{37} \text{ Hz}$$

$$1 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$42 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

1- احسبي طاقة الفوتون الذي تردده $3 \times 10^{15} \text{ Hz}$.

2- فوتون طاقته $4.6 \times 10^5 \text{ J}$ ، احسبي تردده .

3- فوتون طاقته $2 \times 10^{-18} \text{ J}$ ، احسبي طول موجته .

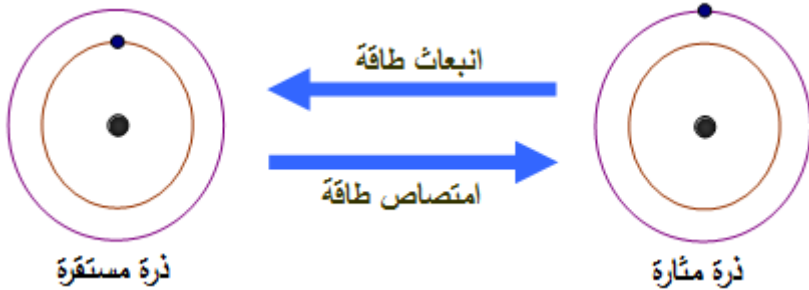
4- فوتون طول موجته $7.1 \times 10^{-8} \text{ m}$ ، احسبي تردده .

ماهي 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 الكهربائي هو أنبوب زجاجي يحتوي على غاز ذو ضغط منخفض ويمر في تيار كهربائي (سيل من الالكترونات المتحركة) ذو فرق جهد عالي ، وعندما يمر التيار في أنبوب التفريغ يصطدم بالذرة ويشتمتها إلى بروتونات و الكترونات أي أن الذرة تثار (تطلق إشعاعات 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

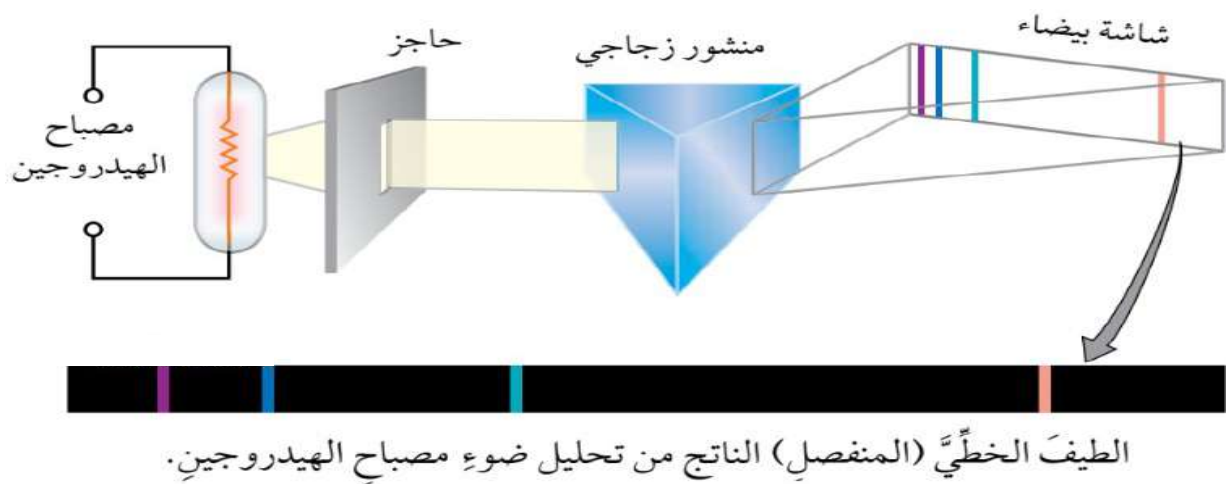
(لا تحتوي ترددات او طول موجي)

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 .



حيث أن لكل عنصر طيف انبعاث خطي خاص به مثال :

الليثيوم Li : طيف أحمر اللون

الصوديوم Na :- طيف أصفر

الباريوم Ba :- طيف أخضر مصفر اللون

البوتاسيوم K :- طيف بنفسجي اللون

الهيدروجين H :- طيف وردي اللون

طيف الامتصاص الخطي :-

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

ماوجه الشبه و الاختلاف بين طيف الامتصاص الخطي و طيف الانبعاث الخطي ؟

وجه المقارنة	طيف الامتصاص الخطي	طيف الانبعاث الخطي
أوجه الشبه	الترددات / الأطوال الموجية	الترددات / الأطوال الموجية
أوجه 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

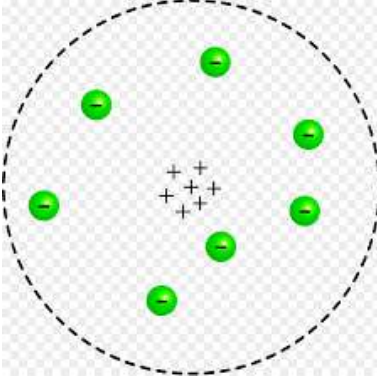
حل أفكر ص 15:-

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 نمودجه أشار بوجود 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

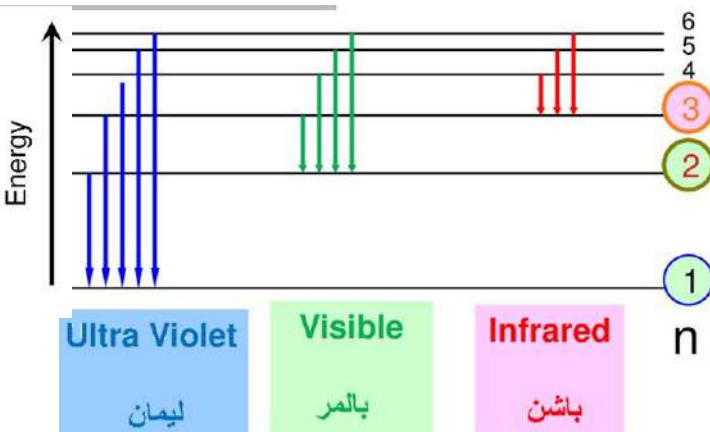
هل تسقط الالكترونات في النواة حقا ؟

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

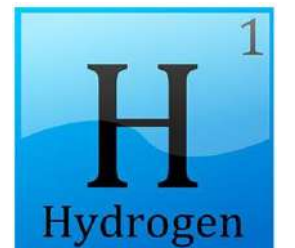
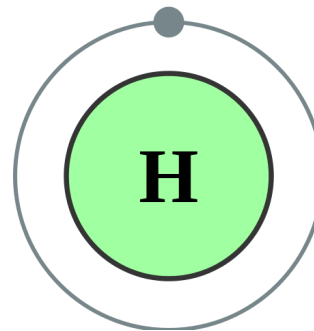
درس بور ذرة الهيدروجين لأنها أبسط الذرات وطيفها الخطي من أبسط الأطياف و اعتمد على النتائج التي توصل إليها العالمان بلانك واينشتاين و توصل إلى نظرية تفسر حركة الالكترونات حول النواة دون سقوطها في المركز

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

ما هو مستوى الطاقة ؟

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

متى لا يشع الإلكترون طاقة ولا يمتصها ؟

عندما يدور في المدار نفسه حول النواة

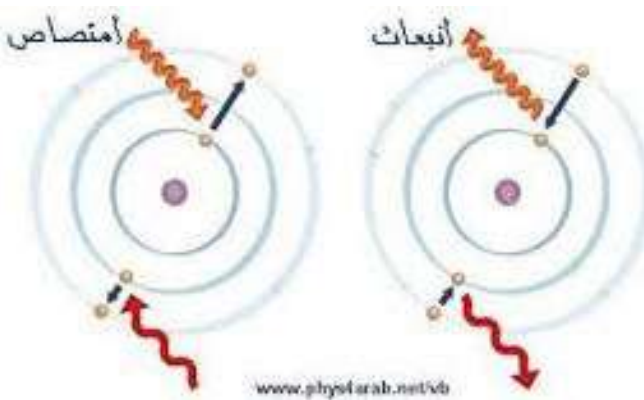
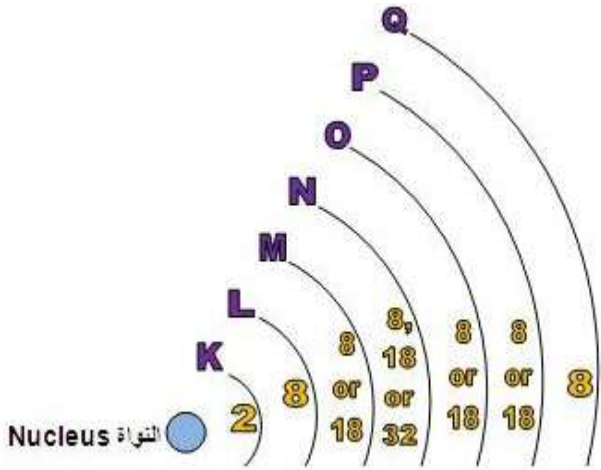
حسب نموذج بور :-

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

n : رقم المستوى الذي يوجد فيه الإلكترون

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

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

حيث أن :-

ΔE : مقدار التغير في الطاقة

n_1 : المستوى الذي انتقل منه الإلكترون

n_2 : المستوى الذي انتقل إليه الإلكترون

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

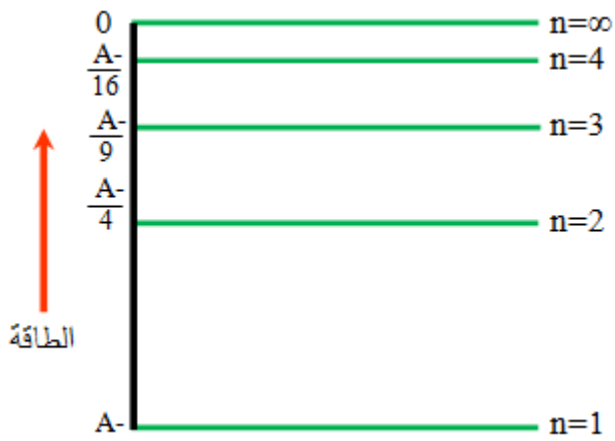
$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

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 ؟

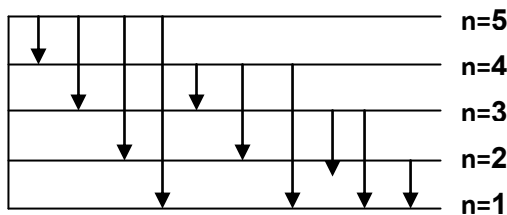
عند انتقاله من المستوى الأول إلى ∞

* صفي حالة ذرة الهيدروجين عندما يكون الإلكترون في المستوى ؟

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

مسائل اضافية :-

1- وضح 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

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

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

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

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

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

$$0 \text{ J} =$$

2- من مثال 2 نجد أن :- طاقة الإشعاع لذرة هيدروجين مثارة عند عودة الإلكترون من

$$E = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \text{المستوى الرابع إلى المستقر أي المستوى الأول الجواب :-}$$

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

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

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 أطيف ذرات عديدة الإلكترونات لان أطيفها أكثر تعقيدا بسبب وجود غلف طاقة فرعية ابتداء من الغلاف الثاني .

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

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

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 ∞

مراجعة الدرس

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 مقداراً محدداً 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 أطيف غير مرئية بينما الأشعة الزرقاء و الضوء الأصفر أطيف مرئية.

-3

الطيف الذري :-

الطيف الصادر عن ذرات العناصر المثارة في الحالة الغازية

-4

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

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

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

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

$$1.93 \times 10^{-18} = 2.18 \times 10^{-18} \left(1 - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow n=3$$

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة

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

العالم شرودينغر :- 1 - وضع تصورا جديدا عن حركة الإلكترون 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 :-

$m_s - 4$

$m_l - 3$

$L - 2$

$n - 1$

الفلك يوجد بداخل غلاف فرعي

يوجد بداخل مستوى رئيس



ما هو الكم ؟

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 $(1 - \infty)$

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) رموز (f, d, p, s)

إذا كان :-

(n) = 1 ← (Sharp) S .

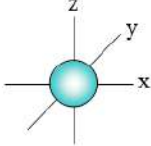
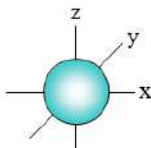
(n) = 2 ← (Principal) P .

(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 الرئيسيين الأول والثاني :-

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

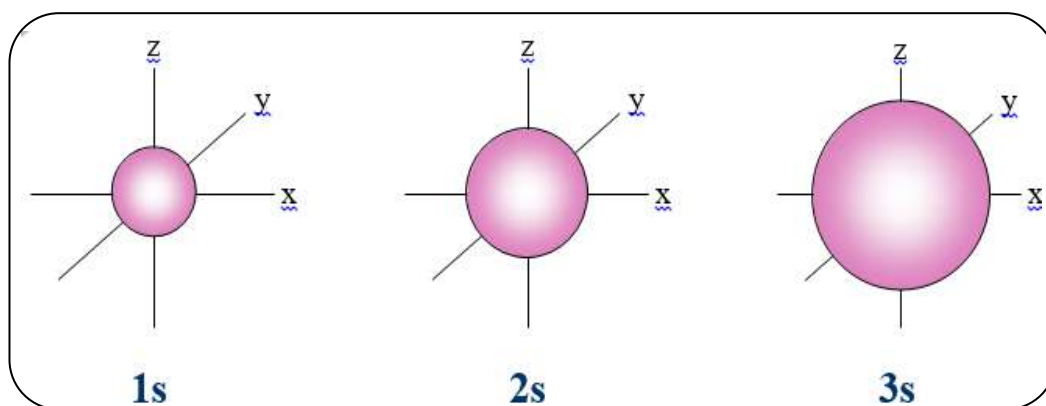
1- أيهما أعلى طاقة (1s) أم (2s) ؟ لماذا ؟

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

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

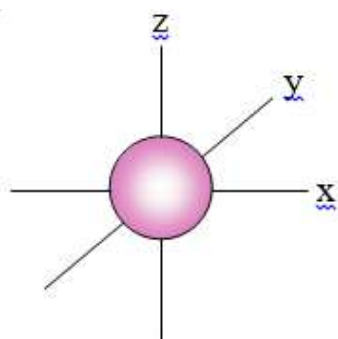
العدد الكمي الرئيس (3) و العدد الكمي الفرعي (0)

تأمل الشكل التالي الذي يمثل الحجوم النسبية لأفلاك (S) في أدنى ثلاثة أغلفة رئيسية ثم أجيب عن الأسئلة الآتية :-



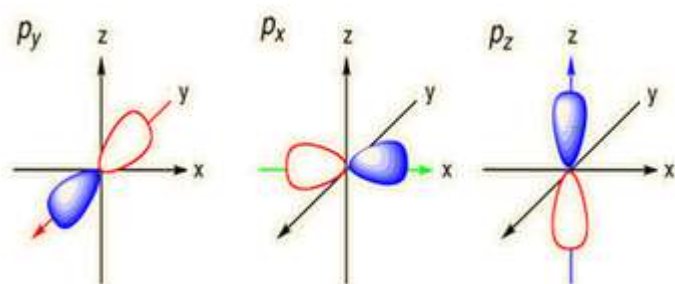
أغلفة المستويات الفرعية

أولاً :- الغلاف الفرعي (s)



- 1- يحتوي على فلك واحد.
- 2- يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيسي الأول .
- 3- سعته القصوى (2) الكترون .
- 4- شكله كروي .

ثانياً :- الغلاف الفرعي (p)

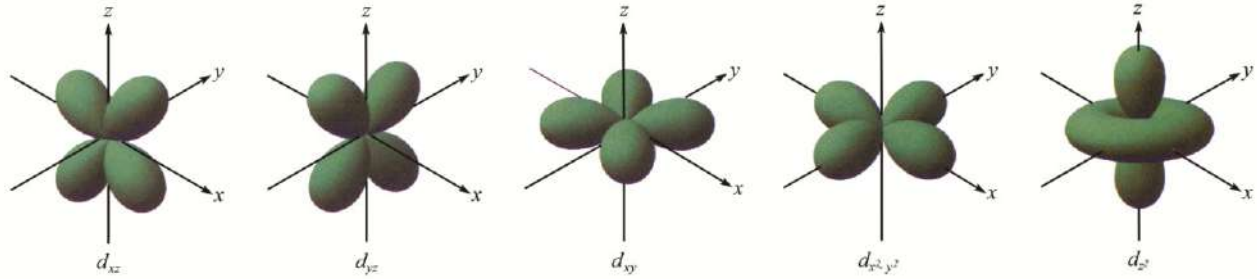


- 1- يحتوي على (3) أفلاك في كل مستوى فرعي .
- 2- تتخذ اتجاهات فراغية متعامدة .
- 3- يبدأ بالظهور من مستوى الطاقة الرئيس الثاني .
- 4- سعته القصوى (6) الكترونات .

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 .

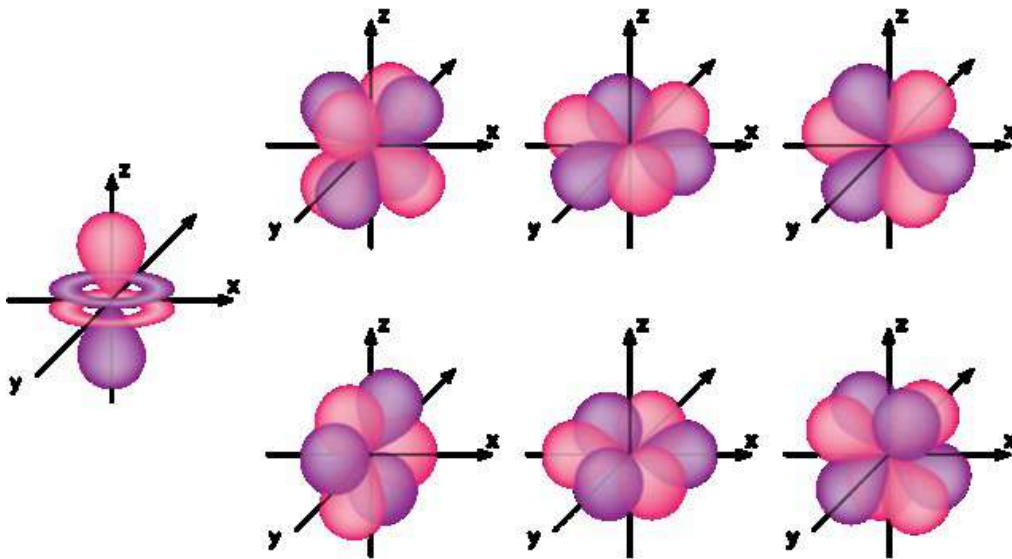
3- سعته القصوى (10) الكترونات .

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 يحدد الاتجاه الفراغي للفلك .

$$n^2 = \text{عدد الأفلاك الكلي في المستوى الرئيس}$$

الجدول التالي يمثل عدد الأفلاك في كل غلاف فرعي :-

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

4- عدد الكم المغزلي :-

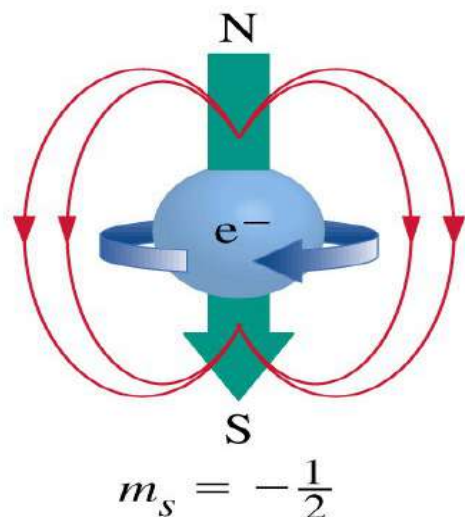
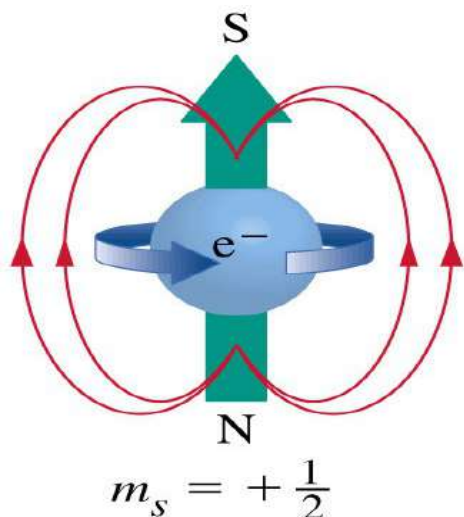
يرمز له بالرمز (m_s) ويأخذ قيم $(-\frac{1}{2}, \frac{1}{2})$.

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

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

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

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



عدد الإلكترونات في الغلاف الفرعي = عدد الأفلاك $\times 2$

سؤال :-

إذا علمت أن عدد الكم الرئيس للإلكترون = 4 ، أجبني عن الأسئلة الآتية

$n = 4$



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 أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يستوعبه هذا الغلاف ؟

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

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 أن يأخذها عدد الكم المغناطيسي (m_l) ؟

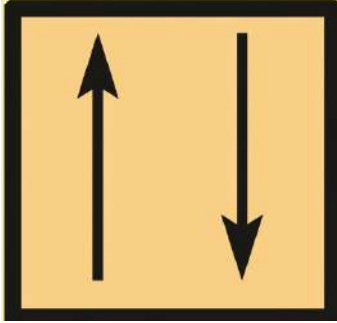
$m_l = (-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3)$ $l = 3$

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	l	m _l	m _s
الإلكترون الأول	3	0	0	+1/2
الإلكترون الثاني	3	0	0	-1/2

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

مراجعة الدرس

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 (l) :- هو عدد كمي ينتج من حل معادلة شرودنجر وهو عدد المستويات الفرعية الموجودة في كل مستوى رئيسي و عدد المستويات الفرعية في كل مستوى رئيسي 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 (m_s) :- 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 $4 = n$

4 - عدد أفلاك المستوى (d) $5 =$

5 - السعة القصوى للالكترونات في الغلاف الرئيس الرابع $2n^2 = 2(4)^2 = 32$

$32 = 2(16)$ الكترون

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

7- لا يمكن ، لان m_l تأخذ قيم $[-1, 0, 1]$ صفر $\rightarrow$ 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 الإلكترون 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 للمادة 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 $n_1=2$, $n_2=3$

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

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

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 :- $n_1=1$, $n_2=4$

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

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

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

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

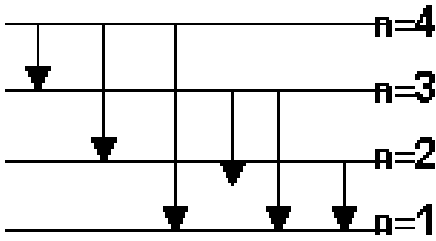
$$V = 0.3 \times 10^{16} \text{ Hz}$$

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 $(350 \text{ nm} - 800 \text{ nm})$



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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$V = 9 \times 10^7 \text{ Hz} \quad \text{ومن العلاقة} \quad C = \lambda \times V \quad \text{نحسب الطول الموجي}$$

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

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

نحسب طول الموجة الثانية (AM) و التردد مقاس بالكيلو هيرتز (KHz) لذا يجب تحويله الى هيرتز بالضرب في 10^3 حيث أن $1 \text{ KHz} = 10^3 \text{ Hz}$

$$V = 1.035 \times 10^6 \text{ Hz} \quad \text{ومن العلاقة} \quad C = \lambda \times V \quad \text{نحسب الطول الموجي}$$

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

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

(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 :-

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

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

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 $\Delta E = h \times V$

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

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

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

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

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

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

$$n^2 = 4 \Rightarrow n = 2$$

(11) عدد المستويات الفرعية المحتملة = 3

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

(c) السعة القصوى من الإلكترونات $(2n^2) = (2 \times 9) = 18$

(d) قيم أعداد الكم الفرعية = 0, 1, 2

(12) (أ) 2S

(ب) 4P

(13)

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



الوحدة الثانية

التوزيع الإلكتروني

والدورية

التوزيع الالكتروني للذرات

ما هو التوزيع الالكتروني ؟

هو عملية ترتيب الالكترونات في الذرة وفق مستويات الطاقة المختلفة

ما هو العدد الذري ؟

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

مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي

ينص على أن :-

امتلاء الأفلاك بالالكترونات

تبعاً لزيادة طاقتها ، بحيث

توزع الالكترونات أولاً في

أدنى مستويات الطاقة ثم

تملاً المستويات العليا

للطاقة

أهم بنود مبدأ أوفباو :-

1- طاقة المستويات الفرعية تزداد عند زيادة عدد الكم

الرئيس (n)

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

3 - يمكن تحديد المستوى الفرعي الأقل طاقة من

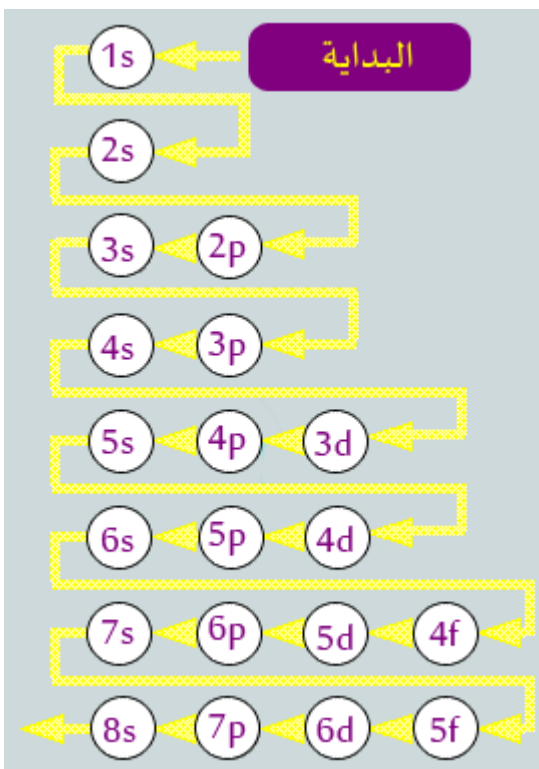
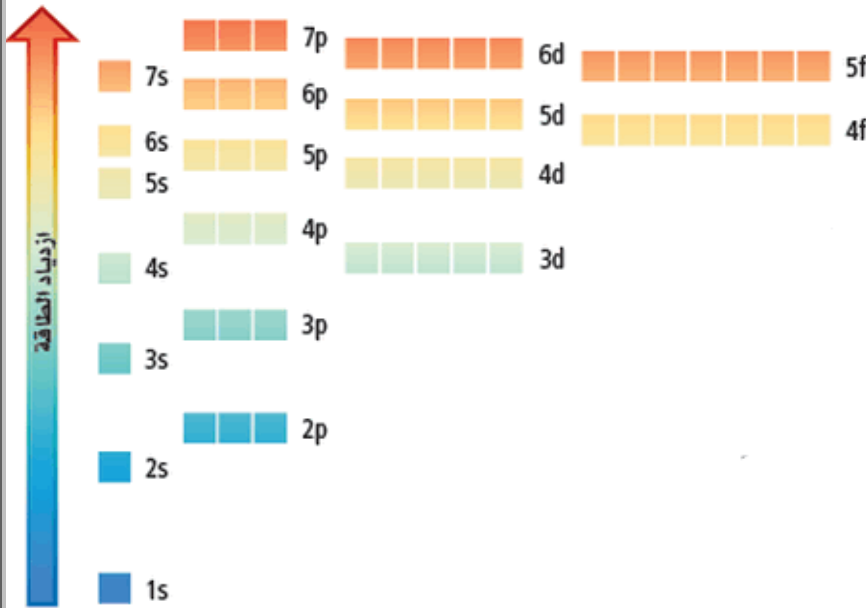
مجموع ($n + l$)

4- تملأ الالكترونات بالمستوى الفرعي الأقل مجموعاً

($n + l$)

5- اذا كان مجموع ($n + l$) متساوياً فإن المستوى

الفرعي الأقل طاقة يملأ أولاً 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 $(5+1=6)$ وفي 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 $(n+1)$ للمستوى $6p$ تساوي $(6+1=7)$ و مجموع القيم $(n+1)$ للمستوى $5f$ تساوي $(5+3=8)$ في هذه الحالة المستوى الفرعي $6p$ الأقل طاقة

رتبي الأغلفة الفرعية الآتية 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 :-

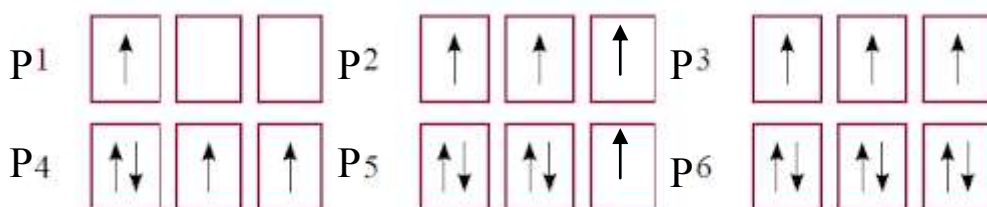
$1S$, $2S$, $2P$, $3S$, $3P$, $4S$, $3d$, $4P$, $5S$, $4d$, $5P$, $6S$, $4f$, $5d$, $6P$, $7S$



قاعدة هوند :-

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

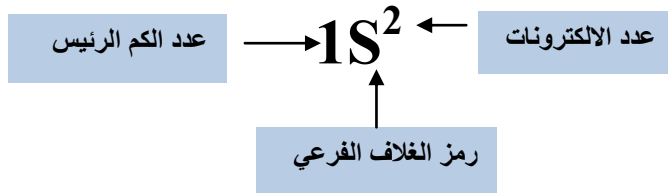
الشكل أدناه يمثل توزيع الالكترونات في أفلاك المستوى الفرعي p توزع منفردة على الأفلاك في اتجاه الغزل نفسه الشكل (1,2,3) وعند إضافة إلكترون رابع وخامس وسادس فإنها تضاف في اتجاه غزل معاكس (4 , 5 , 6)



حددي الالكترونات المنفردة في الشكل :-

الحالة	P ¹	P ²	P ³	P ⁴	P ⁵	P ⁶
عدد الالكترونات المنفردة	1	2	3	2	1	0

قواعد التوزيع الالكتروني :-



حيث تدل الرموز على مايلي :-

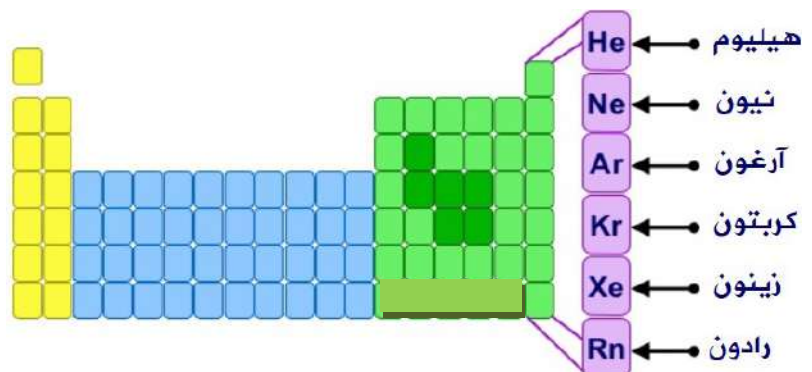
الجدول يمثل التوزيع الالكتروني لأول عشر عناصر في الجدول الدوري

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

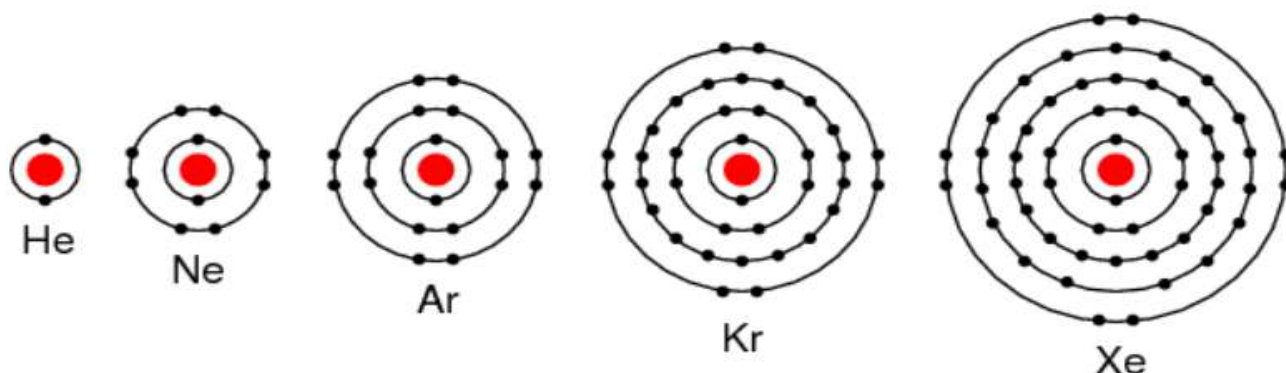
التوزيع الالكتروني بدلالة الغاز النبيل :-

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

helium He 2	neon Ne 10	argon Ar 18
krypton Kr 36	xenon Xe 54	radon Rn 86



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

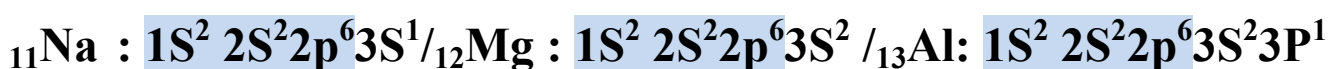


الجدول التالي يمثل التوزيع الالكتروني لعدد من الغازات النبيلة :-

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 :-





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

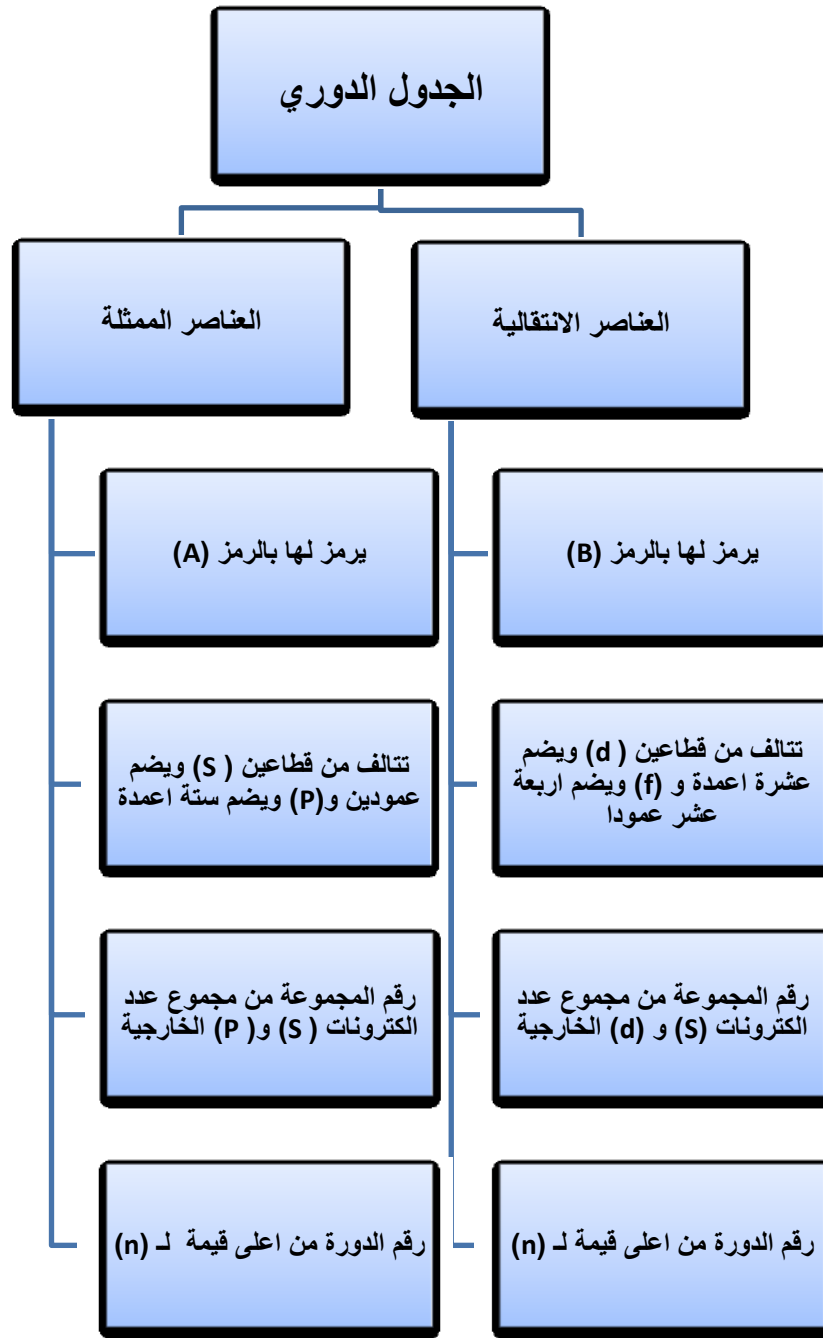
تقسم العناصر في الجدول الدوري إلى قسمين رئيسيين :-

1- العناصر الممثلة 2- العناصر الانتقالية

The diagram illustrates the periodic table with the following labels and groupings:

- العناصر الممثلة** (Representative Elements): Located at the top left and top right of the main table.
- العناصر الانتقالية** (Transition Elements): Located in the middle section of the main table.
- العناصر الانتقالية الداخلية** (Inner Transition Elements): Located at the bottom, below the main table.
- اللانثانيدات** (Lanthanides): The first row of the inner transition elements.
- الأكتينيدات** (Actinides): The second row of the inner transition elements.

وفيما يلي مقارنة بين أهم المجموعات الرئيسية في الجدول الدوري



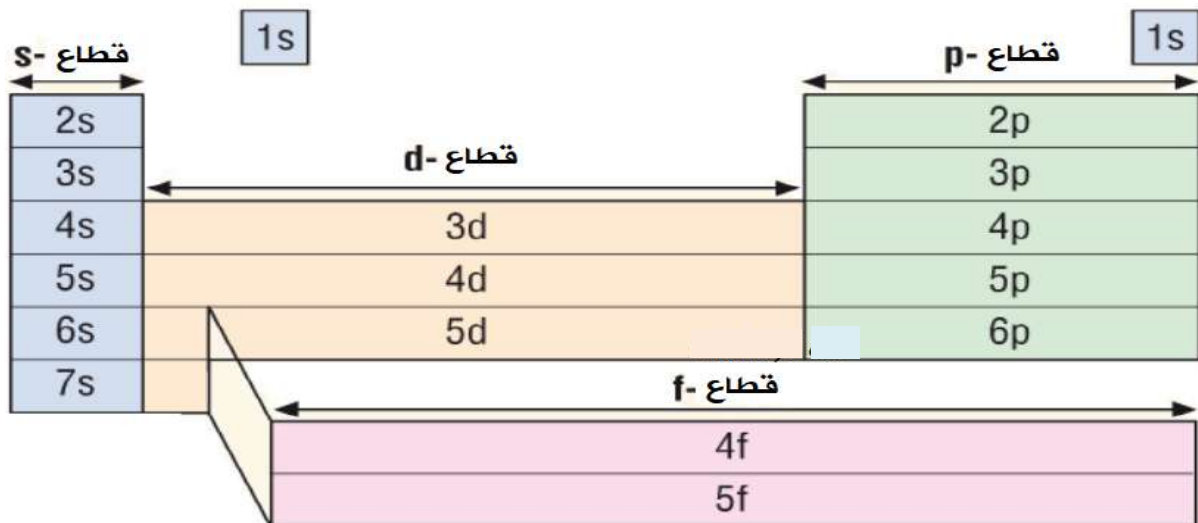
المجموعة :-
هي الخط العمودي في
الجدول الدوري

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 الإلكتروني بـ (d) أو (f) .
 - 6- دائما تكون ايونات موجبة في الأغلب (+2) .
 - 7- يكون لها أكثر من عدد تأكسد (Fe^{+3}) / (Fe^{+2}) .
 - 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 :- $_{12}\text{Mg} : 1S^2 2S^2 2p^6 3S^2$

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

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

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

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

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

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

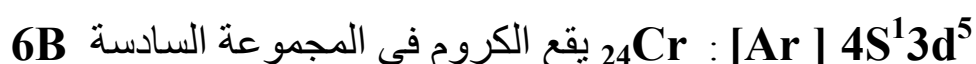
1S² : 2He يقع الهيليوم في الدورة الأولى

كيف يتم تحديد رقم المجموعة للعنصر الانتقالي في الجدول الدوري ؟

$$\text{رقم المجموعة} = \text{الكترونات } S(n) + \text{الكترونات } d(n-1)$$

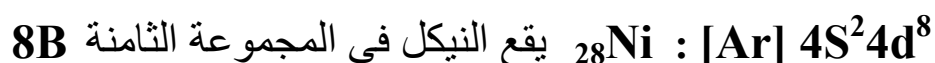
* إذا كان مجموع الكترونات (S) و (d) في الغلاف الأخير من (3) الى (7) فان رقم المجموعة هو نفسه مجموع الالكترونات

مثال :- الكروم



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

مثال : النيكل



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

مثال : النحاس



التوزيع الالكتروني لأيونات العناصر

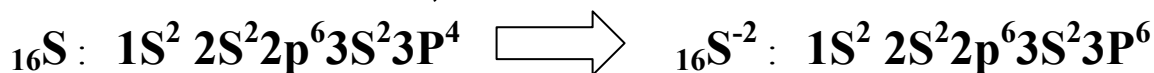
ماهو الأيون ؟

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

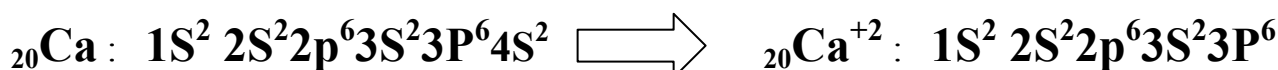
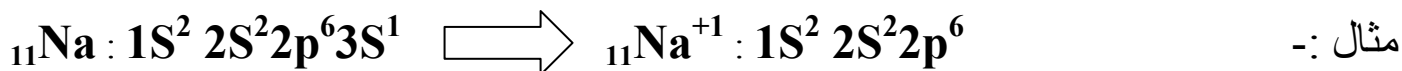
العناصر الممثلة :-

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

الأيون السالب :- يكتسب الالكترون ، عدد $e^- = \text{العدد الذري} + \text{مقدار الشحنة}$



الأيون الموجب :- يفقد الالكترون ، عدد $e^- = \text{العدد الذري} - \text{مقدار الشحنة}$



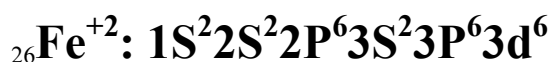
العناصر الانتقالية :-

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

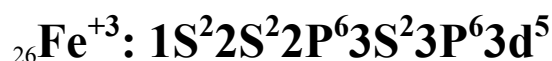
مثال :-



التوزيع الالكتروني لذرة الحديد



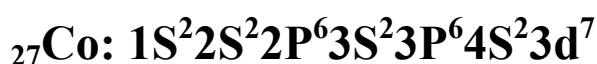
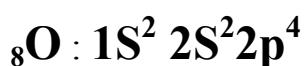
التوزيع الالكتروني لأيون الحديد الثنائي

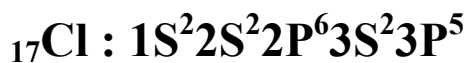


التوزيع الالكتروني لأيون الحديد الثلاثي

مراجعة الدرس

1 - أ) التوزيع الالكتروني للعناصر كالتالي :-



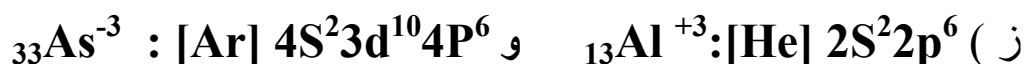


(ب) (و ج) (د)

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

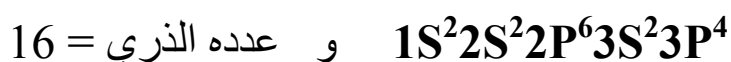
هـ) مجموعة الكلور المجموعة السابعة و الدورة الرابعة أي المستوى الرئيس الرابع أي أن العدد الذري = 35

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



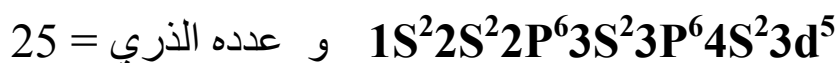
(2)

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



(3)

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



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

ما هو الحجم الذري ؟

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

ما هو 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

بماذا يقاس 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

فسري :-

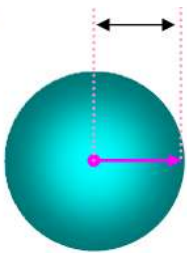
يزداد نصف القطر الذري و الحجم الذري عند زيادة العدد الذري بالاتجاه من الأعلى الى الأسفل في المجموعة الواحدة

بسبب زيادة رقم المستوى الخارجي (n) مع بقاء تأثير جذب النواة

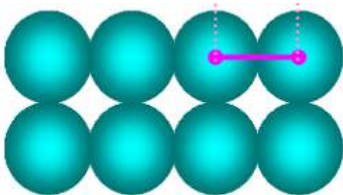
لإلكترونات المستوى الخارجي ثابتا مما يزيد من بعد الإلكترونات

الخارجية عن النواة

نصف القطر الذري



نصف قطر ذرة الحديد



قطعة حديد Fe

ماهي شحنة النواة الفعالة ؟

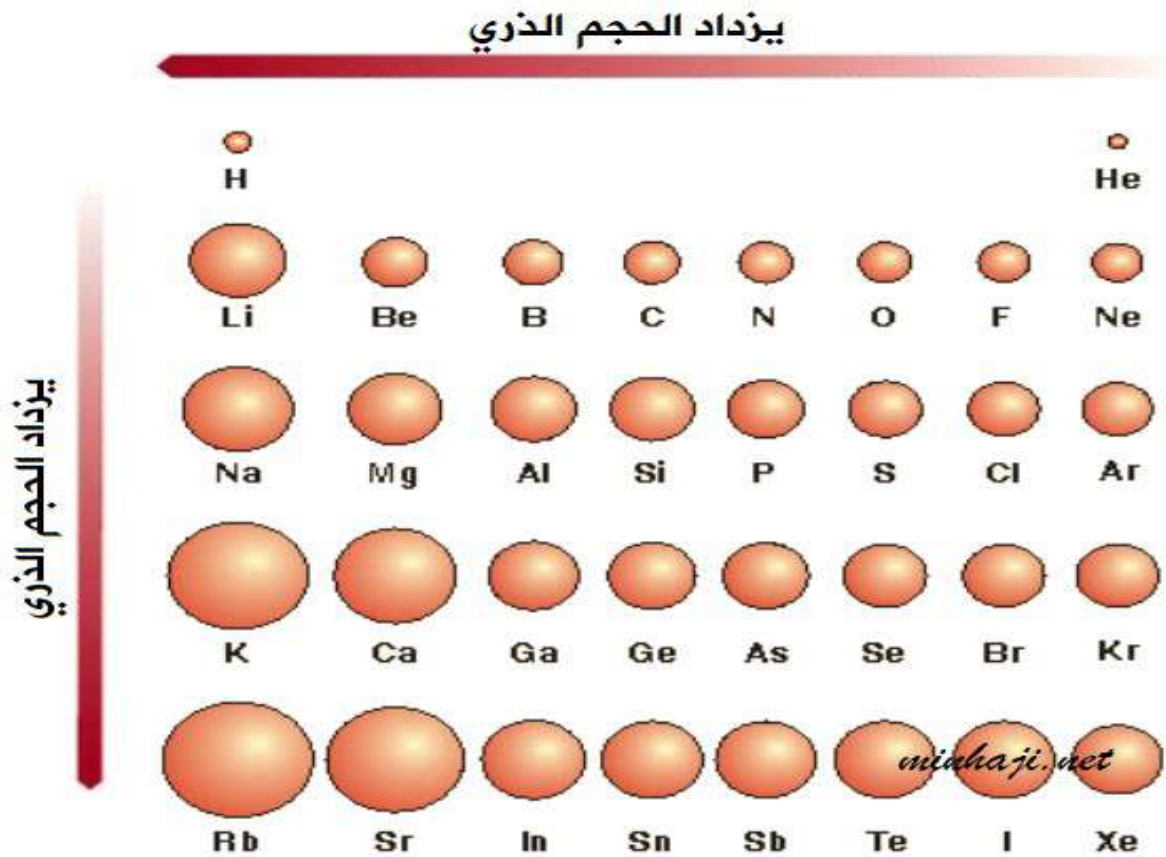
هي القدرة الفعلية للنواة الموجبة على جذب الكتلونات التكافؤ بعد تأثير الالكترولونات الحاجبة

فسري :-

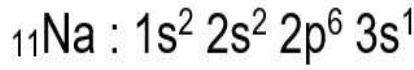
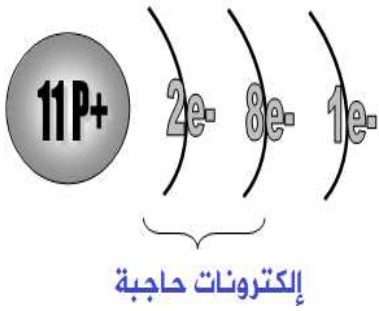
الالكترولونات في الغلاف الخارجي لا تتأثر بكل الشحنة الموجبة للنواة ؟

لأن الكتلونات المستويات الداخلية تقوم بحجب جزئي لشحنة النواة الموجبة عن الالكترولونات الخارجية

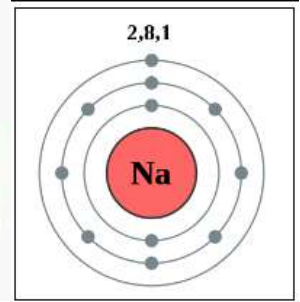
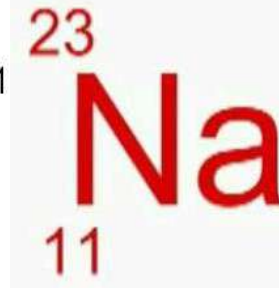
الشكل يمثل نصف القطر والحجم الذري للذرات في الجدول الدوري :-



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



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 للإلكترونات 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 الإلكترونات المستويات الداخلية الحاجبة

فسري :- شحنة النواة الفعالة ثابتة تقريبا لعناصر المجموعة الواحدة ؟

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

أي الذرتين أكبر حجما Ba , Be ؟

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



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

أي الذرتين أكبر حجما Mg , Al ؟

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



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

وضحي أثر شحنة النواة الفعالة في أحجام ذرات العناصر S , Na ؟



و



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

بروتونات الصوديوم Na :- أقل عددا مما يعني أن الصوديوم أقل قدرة على جذب الإلكترونات 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 الإلكترونات المستوى الخارجي فيقل الحجم الذري

نصف القطر الأيوني

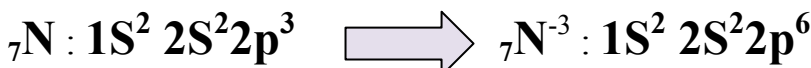
تؤدي عملية تأين الذرات إلى اختلاف توزيعها الإلكتروني ولذا فإن أحجام الأيونات تختلف عن ذراتها تبعا لإضافة الإلكترونات أو فقدانها

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

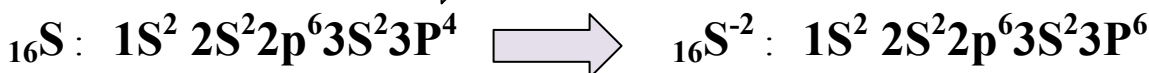
الأيون السالب

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

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



مثال :-

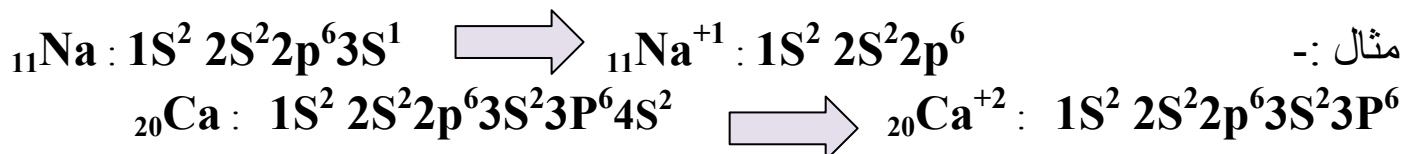


يفقد الإلكترون ، عدد e^- = العدد الذري - مقدار الشحنة

الأيون الموجب

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

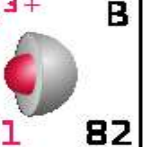
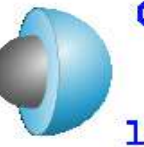
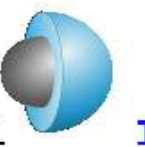
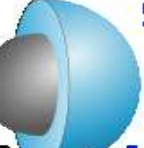
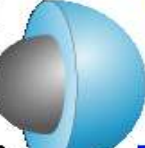
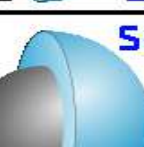
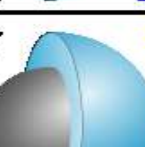
بسبب فقدان الإلكترونات مما يؤدي إلى تقليل عدد مستويات الأيون الرئيسية وزيادة جذب النواة للإلكترونات في المستويات الخارجية



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



يبين الشكل حجوم الأيونات الموجبة والسالبة و ذراتها المتعادلة

Group 1	Group 2	Group 13	Group 16	Group 17
Li^+ Li  90 134	Be^{2+} Be  59 90	B^{3+} B  41 82	O^{2-} O  126 73	F^- F  119 71
Na^+ Na  116 154	Mg^{2+} Mg  86 130	Al^{3+} Al  68 118	S^{2-} S  170 102	Cl^- Cl  167 99
K^+ K  152 196	Ca^{2+} Ca  114 174	Ga^{3+} Ga  76 126	Se^{2-} Se  184 116	Br^- Br  182 114
Rb^+ Rb  166 211	Sr^{2+} Sr  132 192	In^{3+} In  94 144	Te^{2-} Te  207 135	I^- I  206 133

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 الإلكترونات فيزداد الحجم .

الأيونات السالبة كلما زادت شحنتها السالبة يزداد حجمها $\leftarrow {}_7\text{N}^{-3} , {}_8\text{O}^{-2} , {}_9\text{F}^{-1}$
الأيونات الموجبة كلما زادت شحنتها الموجبة قل حجمها $\rightarrow {}_{13}\text{Al}^{+3} , {}_{12}\text{Mg}^{+2} , {}_{11}\text{Na}^{+1}$

سؤال :-

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

حجم ${}_{20}\text{Ca}^{+2}$ أصغر لأن 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^{-2} , O ؟

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

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



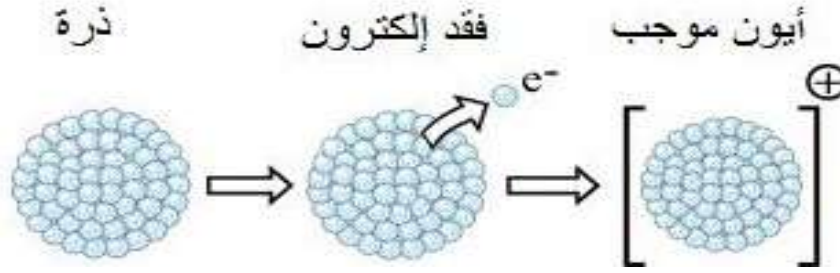
طاقة التأين

طاقة التأين :-

هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون 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 الإلكترونات حسب قوة ارتباط هذه الإلكترونات بالنواة بالإلكترون .



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

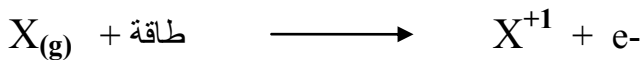
عدد طاقات التأين = العدد الذري للعنصر

طاقة التأين تستخدم للذرات في الحالة الغازية حتى المواد الصلبة

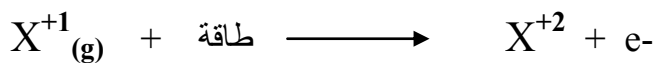
كالفلزات كيف ؟ تتحول الذرات إلى أيونات موجبة

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

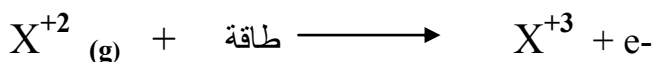
طاقة التأين الأولى :- هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة المتعادلة ويعبر عنها بالمعادلة التالية :-



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



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



العوامل المؤثرة على طاقة التأين :-

1- قوى التجاذب بين بروتونات النواة والالكترونات

2- عدد الكم الرئيس (n)

3 - شحنة النواة الفعالة

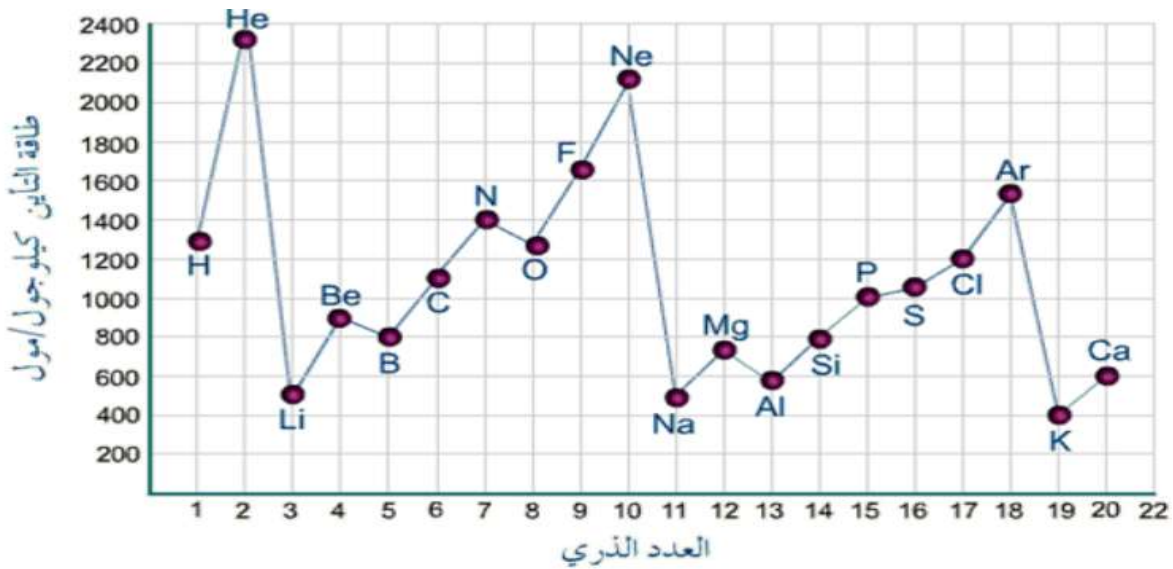
فسري :- كلما ازداد نصف القطر الذري قل مقدار طاقة التأين .

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 للإلكترونات 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 :-

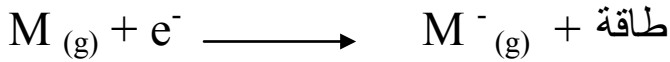
$$4ط < 3ط < 2ط < 1ط$$

بسبب زيادة جذب النواة للإلكترونات في الأيونات
فكلما نزعنا إلكترون من الذرة أو الأيون قل
الحجم وازدادت 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 الآتية :-



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 الإلكترونات الرابطة فيها

لكل عنصر كيميائي سالبية كهربية مميزة تتراوح بين (صفر - 4) ويعتبر عنصر الفلور أعلى العناصر في الكهروسلبية 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 كهروسلبية لها ، فسري ذلك ؟

لأنها لا تكون روابط

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

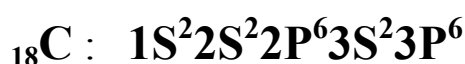
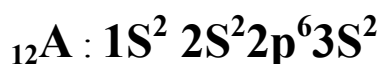
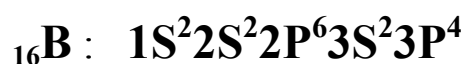
السالبية الكهربائية في الدورة :- كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين زادت السالبية الكهربائية وقل الحجم الذري لذلك يزداد جذب النواة للإلكترونات التكافؤ نحوها وعلى هذا فان أكثر العناصر كهروسلبية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول الدوري وأقلها سالبية أيسر الجدول

الكهروسلبية 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 الإلكترونات المشتركة إليها

أي الذرات الافتراضية التالية تملك أعلى قيم سالبية كهربائية ^{12}A ، ^{16}B ، ^{18}C ؟
نوزع الكترونيا العناصر الافتراضية أعلاه



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

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

مراجعة الدرس

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 الكثرونات 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 للإلكترونات 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 الإلكترونات أبعد عن النواة و أقل ارتباطاً بها

(ج) N^{-3}

(د) N

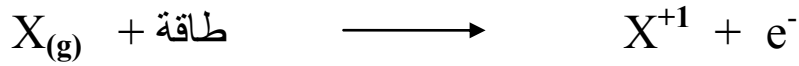
(هـ) N

(و) Cl

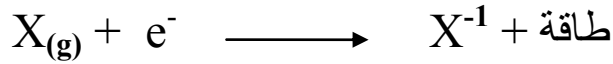
(ز) لأن زيادة الإلكترون في الغلاف الخارجي يؤدي الى زيادة عدد الإلكترونات في المستوى الخارجي و يزيد التنافر بين الإلكترونات

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

(3- أ)



(b)



- 4

لان تأين ذرة النيتروجين ${}^7\text{N}$ يقتضي نزع الإلكترون من مستوى فرعي نصف ممتلئ p^3 مستقر ليصبح أقل ثباتا p^2 وبالتالي يحتاج طاقة أكبر
 ${}^7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$

أما الأكسجين ${}^8\text{O}$ فيقتضي نزع إلكترون من مستوى فرعي أقل ثباتا p^4 ليصبح نصف ممتلئ p^3 (حالة أكثر ثباتا) وبالتالي يحتاج طاقة أقل
 ${}^8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$

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 الفعالية للبروتونات الموجبة في النواة على جذب

الالكترونات المستوى الخارجى نحوها بعد تأثير الالكترونات الحاجبة .

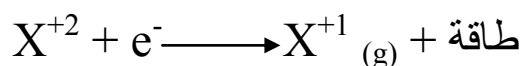
الحجم الايوني :- هو حجم أيون ذرة العنصر الناتج من زيادة عدد الإلكترونات أو نقصانها

حيث يؤدي تأين الذرات إلى اختلاف توزيعها الإلكتروني مما يؤدي إلى اختلاف حجمها تبعاً

لإضافة الالكترونيات أو فقدانها

طاقة التأين الثانية :- هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأيون الأحادي الموجب و يعبر

عنها بالمعادلة التالية :-


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

- 2 -

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

^{29}Cu	^{32}Ge	^{25}Mn	^{16}S	العنصر
الرابعة	الرابعة	الرابعة	الثالثة	الدورة
الاولى B	الرابعة A	السابعة B	السادسة A	المجموعة
انتقالي	ممثل	انتقالي	ممثل	نوع العنصر
1	2	5	2	الالكترونات المنفردة

ج) عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة العنصر S أي عدد إلكترونات الغلاف الأخير $3S^2 3P^4$

6 الكترولونات

د (3 إلكترونات المستوى الخارجى للجرمانيوم $4S^2 4P^2$ لدية 3 إلكترونات تغزل بنفس

الاتجاه $4P^2$ $\uparrow$ $\uparrow$ $4S^2$ $\uparrow\downarrow$

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

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

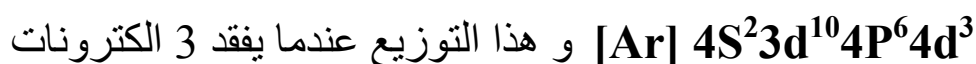
$${}_{25}\text{Mn}^{+4} : [\text{Ar}] 3\text{d}^3$$

- 3

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



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



-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 أكبر من 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 الكتلونات 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 الكتلونات يؤدي الى زيادة عدد الكتلونات 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]4S¹3d⁵

Y يقع بالدورة الثالثة المجموعة الثانية من العناصر الممثلة Y : [Ne] 3S²

M يقع بالدورة الثانية المجموعة الخامسة من العناصر الممثلة M : 1S² 2S²2p³

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 العنصر E هي الثالثة من الممثلة أي ينتهي التوزيع الالكتروني ب P 4 العدد الذري يكون 31

: [Ar] 4S²3d¹⁰4P¹

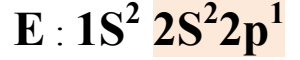
د (R : [Ne] 3S²3P³ عدد الالكترونات المنفردة في فلك P = 3

هـ (X : 1S² 2S²2p⁵ الكتلونات التكافؤ في الغلاف الأخير = 7

الالكترونات التكافؤ في الغلاف الاخير = 2



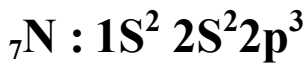
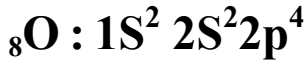
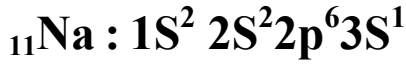
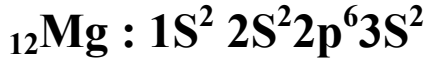
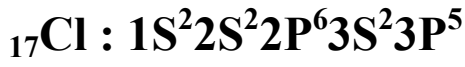
الالكترونات التكافؤ في الغلاف الاخير = 3



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

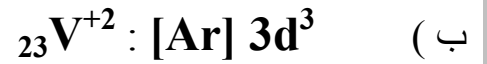
(ز) M بالانتقال من أعلى لأسفل في المجموعة الواحدة تقل طاقة التأين

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



(أ) عدد الالكترونات المنفردة كالتالي :-

$$Mg=0, \quad Cl=1, \quad N=3$$



(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)

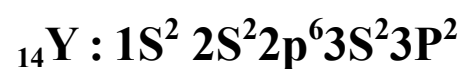
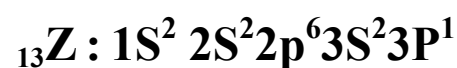
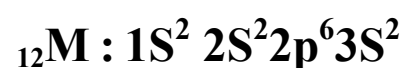
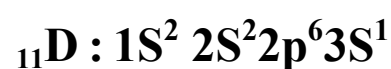
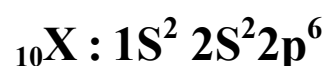
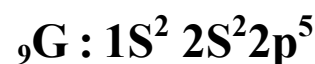
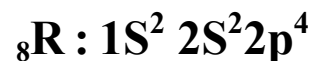
عناصر الدورة الثانية ينتهي توزيعها الالكتروني ب 2S و 2p



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



(11

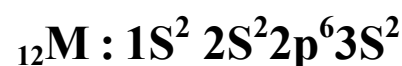


(ب



(ج

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

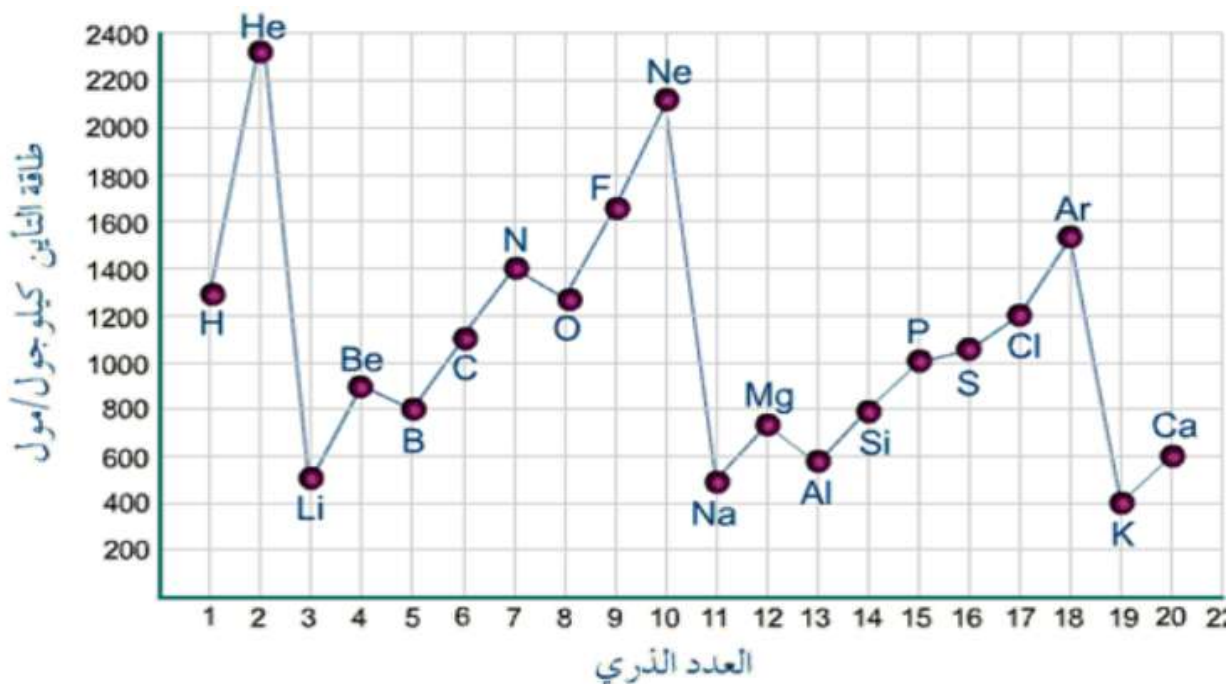


(د Y

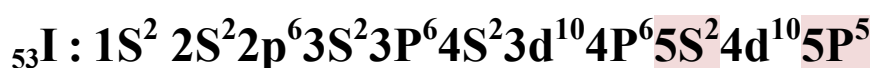
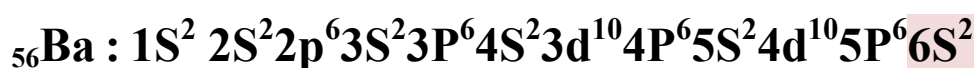
من الأعلى إلى الأسفل تقل طاقة التأين و من اليمين لليسار أيضا تقل طاقة التأين لذا يعد العنصر D له أقل طاقة تأين

(هـ D

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



(12)

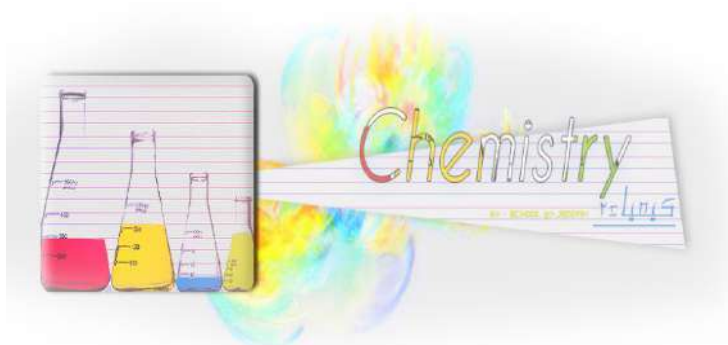


الباريوم : يقع في الدورة السادسة و المجموعة الثانية

اليود :- يقع في الدورة الخامسة المجموعة السابعة

(13

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





الوحدة الثالثة

المركبات والروابط

الكيميائية

الروابط الكيميائية وأنواعها

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

1	2	13	14	15	16	17	18
H •							He ••
Li •	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na •	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K •	•Ca•				•Se•	•Br•	•Kr•
Rb •	•Sr•				•Te•	•I•	•Xe•
Cs •	•Ba•						

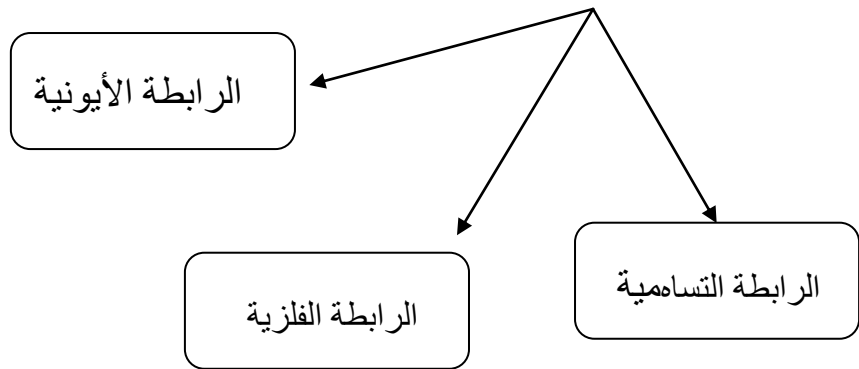
ترتبط الذرات مع بعضها البعض عن طريق فقد أو كسب أو المشاركة في الالكترونات حتى يصبح لها تركيب الكتروني مكتمل مشابه للتركيب الالكتروني للغاز النبيل

الروابط الكيميائية :-

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

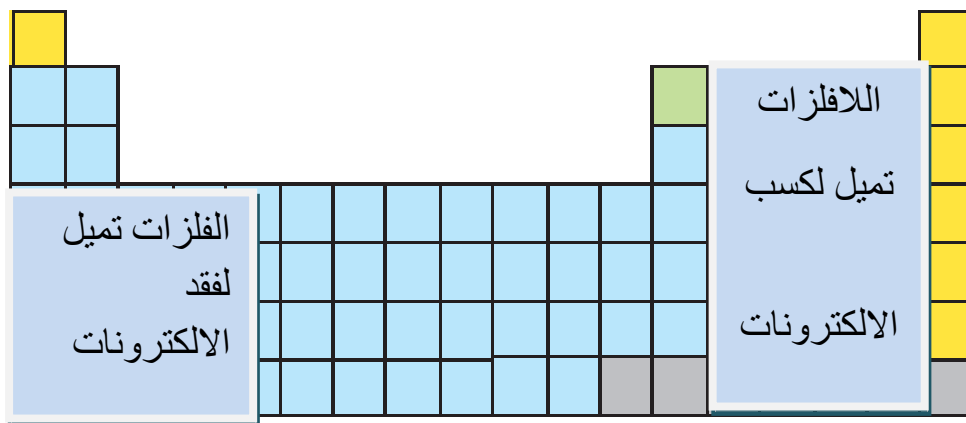


أنواع الروابط الكيميائية :-



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

تنشأ الرابطية الأيونية بين أيون فلز موجب مع أيون لافلز سالب



الفلزات تفقد الإلكترونات و تكون أيونات موجبة
(+)

اللافلزات تكسب الإلكترونات و تكون أيونات سالبة
(-)

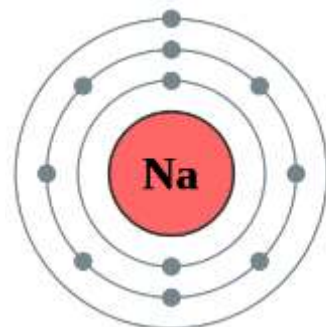
الرابطية الأيونية تحصل بسبب التجاذب بين أيون
الفلز الموجب و أيون اللافلز السالب



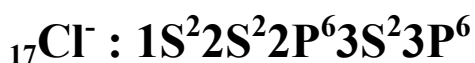
الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم :-



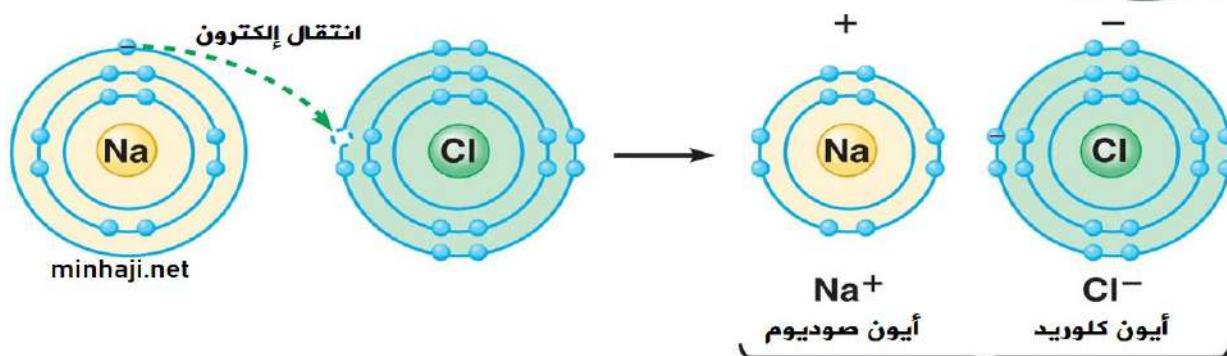
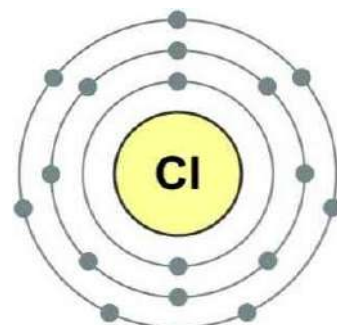
تميل ذرة الصوديوم إلى فقدان الإلكترون الوحيد في غلافها الخارجي للوصول إلى حالة الاستقرار و تكوين أيون موجب



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



سالـب



بنى لويس للمتفاعلات



بنى لويس للنواتج

الرابطة الأيونية في مركب أكسيد المغنيسيوم :-



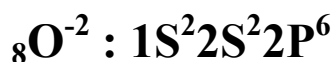
تميل ذرة المغنيسيوم المتعادلة إلى فقدان الإلكترونين في غلافها الخارجي للوصول إلى حالة



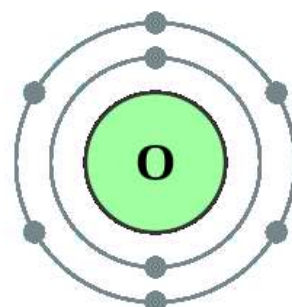
الاستقرار و تكوين أيون ثنائي موجب

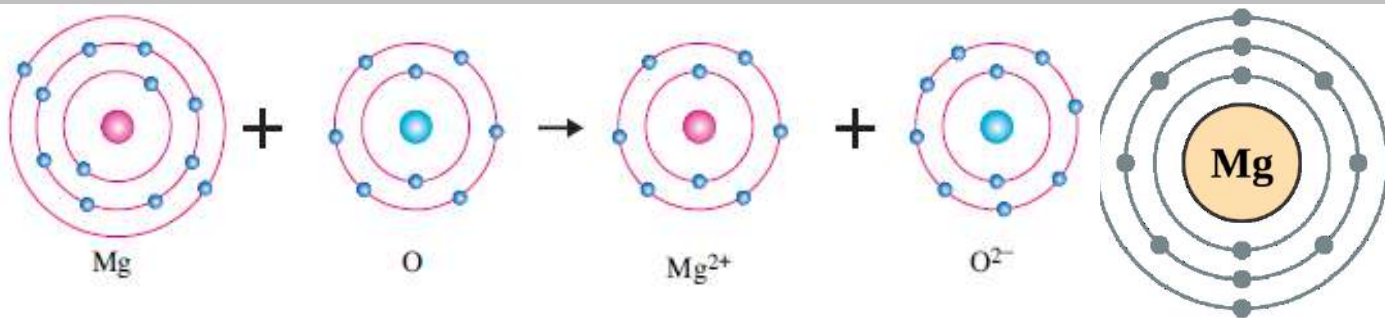
بينما ذرة الأكسجين المتعادلة تحتوي في غلافها الأخير على ستة

إلكترونات لذا تميل إلى اكتساب إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار



وتكوين أيون ثنائي سالـب





الرابطية التساهمية :- هي الرابطية الكيمياءية الناتجة من مشاركة ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية لزوج أو أكثر من الالكترونات

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

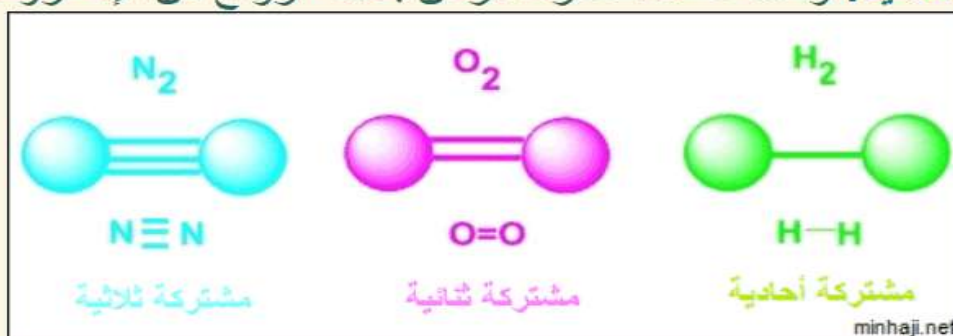
للروابط التساهمية 3 أنواع :-

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

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

أنواع الروابط التساهمية

- . رابطية تساهمية أحادية: وتنشأ عندما تتشارك ذرتان بزوج من الالكترونات.
- . رابطية تساهمية ثنائية: وتنشأ عندما تتشارك ذرتان بزوجين من الالكترونات.
- . رابطية تساهمية ثلاثية: وتنشأ عندما تتشارك ذرتان بثلاثة أزواج من الالكترونات.

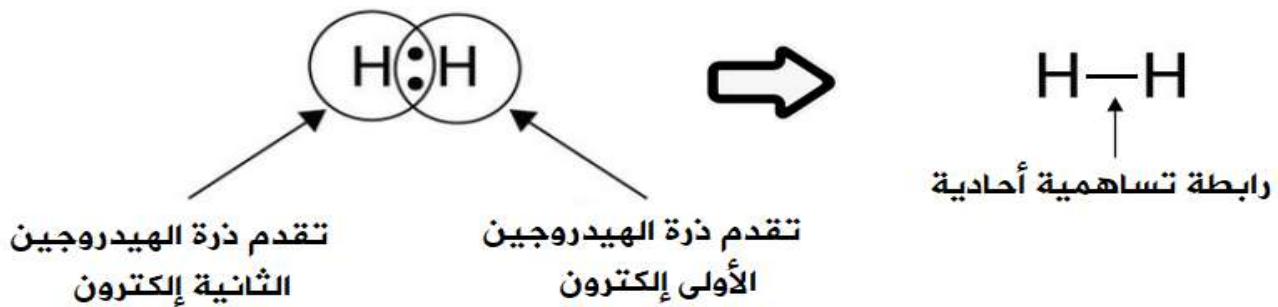


1- الرابطية التساهمية الأحادية :-

هي الرابطية التي تنشأ عن تشارك ذرتين بزوج واحد من الالكترونات

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

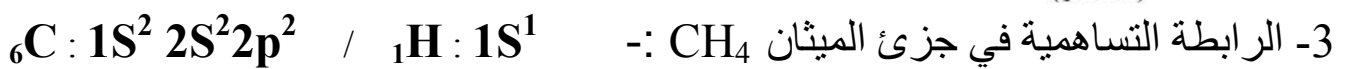
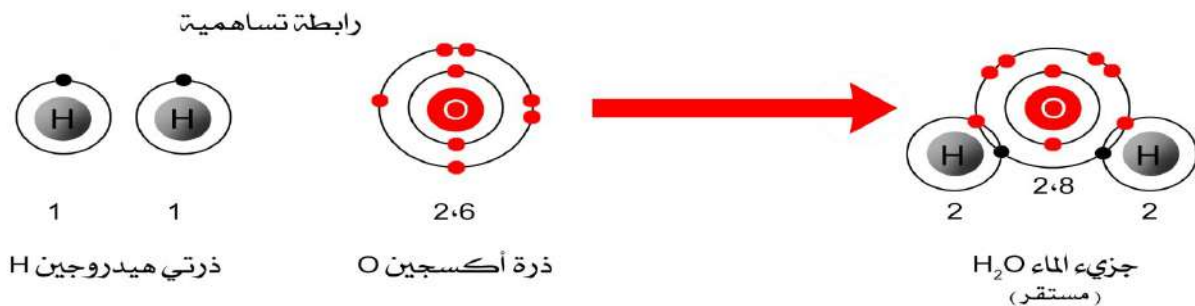
حتى تصل ذرة الهيدروجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى إلكترون واحد ليتملى غلافها بالالكترونات وبالتالي تتشارك ذرة الهيدروجين الأولى بالكترون مع ذرة هيدروجين أخرى وتكون رابطة تساهمية أحادية



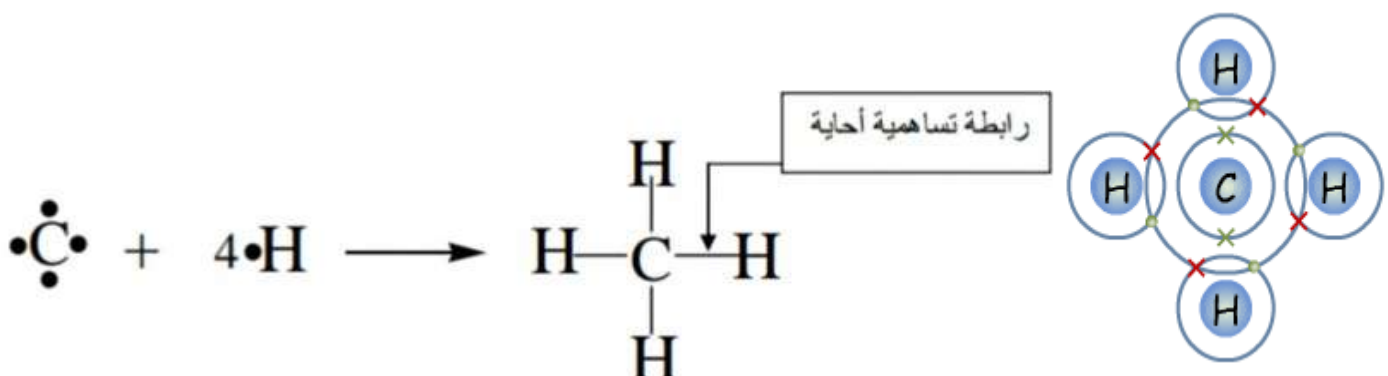
*يمثل كل خط أو زوج من النقاط رابطة تساهمية أحادية تسمى سيجما ويرمز لها بالرمز σ



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

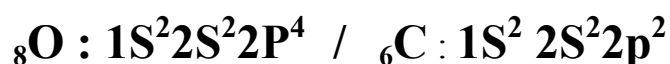


تمتلك ذرة الكربون أربعة الكترونات تكافؤ وتحتاج إلى أربع الكترونات أخرى حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي فتتشارك بها مع أربع ذرات هيدروجين و تنشأ أربع روابط تساهمية أحادية من نوع سيجما σ

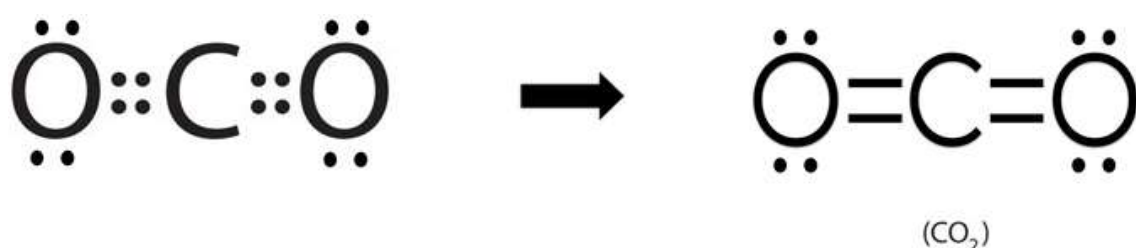


2- الرابطة التساهمية الثنائية :- هي الرابطة التي تنشأ عن تشارك ذرتين بزوجين من الالكترونات

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

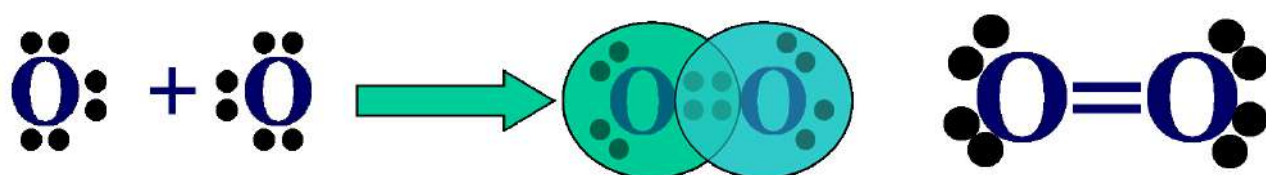


حتى تصل ذرة الكربون للاستقرار فانها بحاجة الى أربع الكترونات و بالتالي تتشارك مع ذرة الأكسجين الأولى بالكترونين و مع ذرة الأكسجين الثانية بالكترونين اخرين لتنشأ رابطتين تساهميتين احدهما من نوع سيجما σ و الثانية من نوع باي π



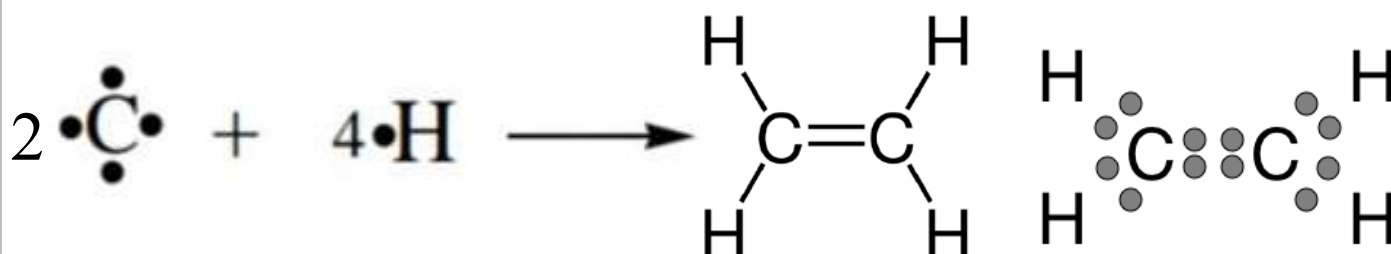
2- جزئ الأكسجين O_2 :- ${}_8\text{O} : 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^4$

حتى تصل ذرة الأكسجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى الكترونين وبالتالى تتشارك ذرة الأكسجين الأولى بالكترونين 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 :- ${}_6\text{C} : 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^2 / {}_1\text{H} : 1\text{S}^1$

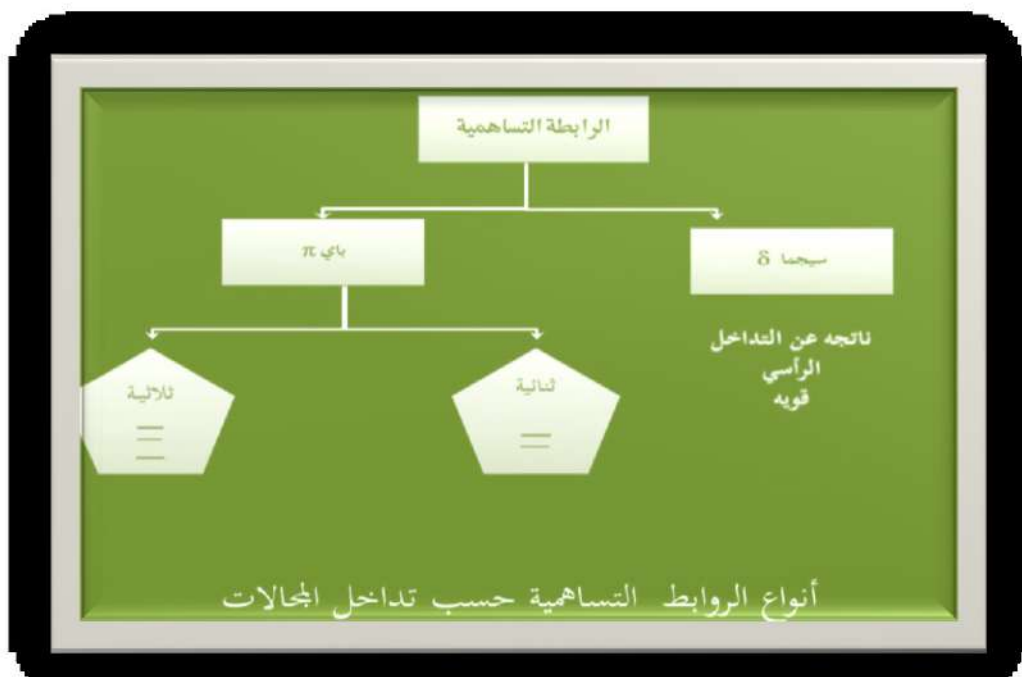
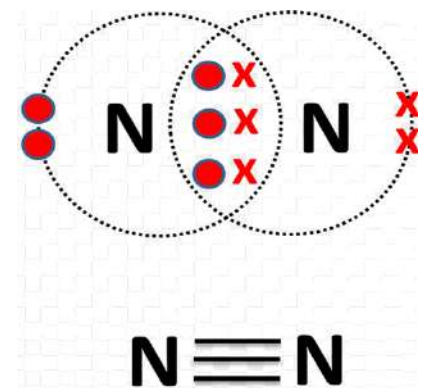
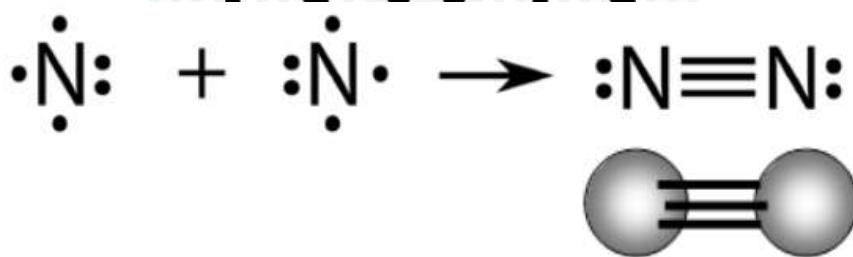
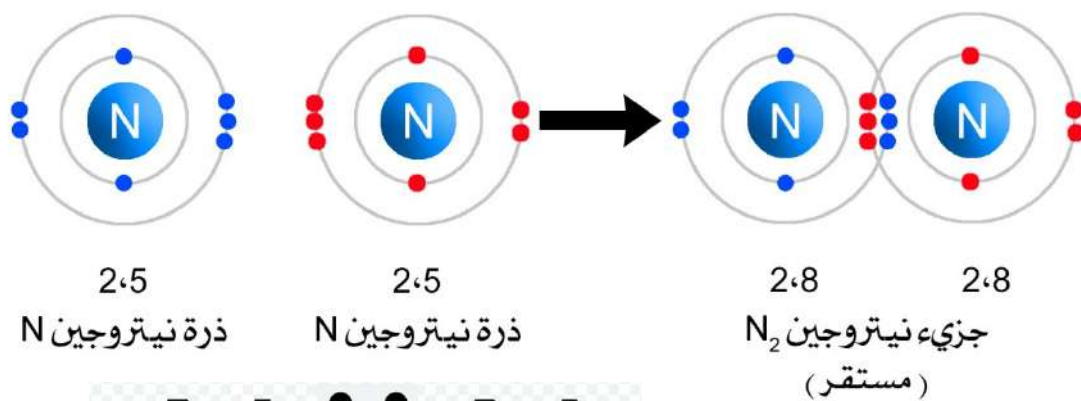
تمتلك ذرة الكربون أربع الكترونات تكافؤ لذلك تحتاج الى أربع الكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا الكربون بزوجين من الالكترونات فيما بينها و تنشأ رابطة تساهمية ثنائية



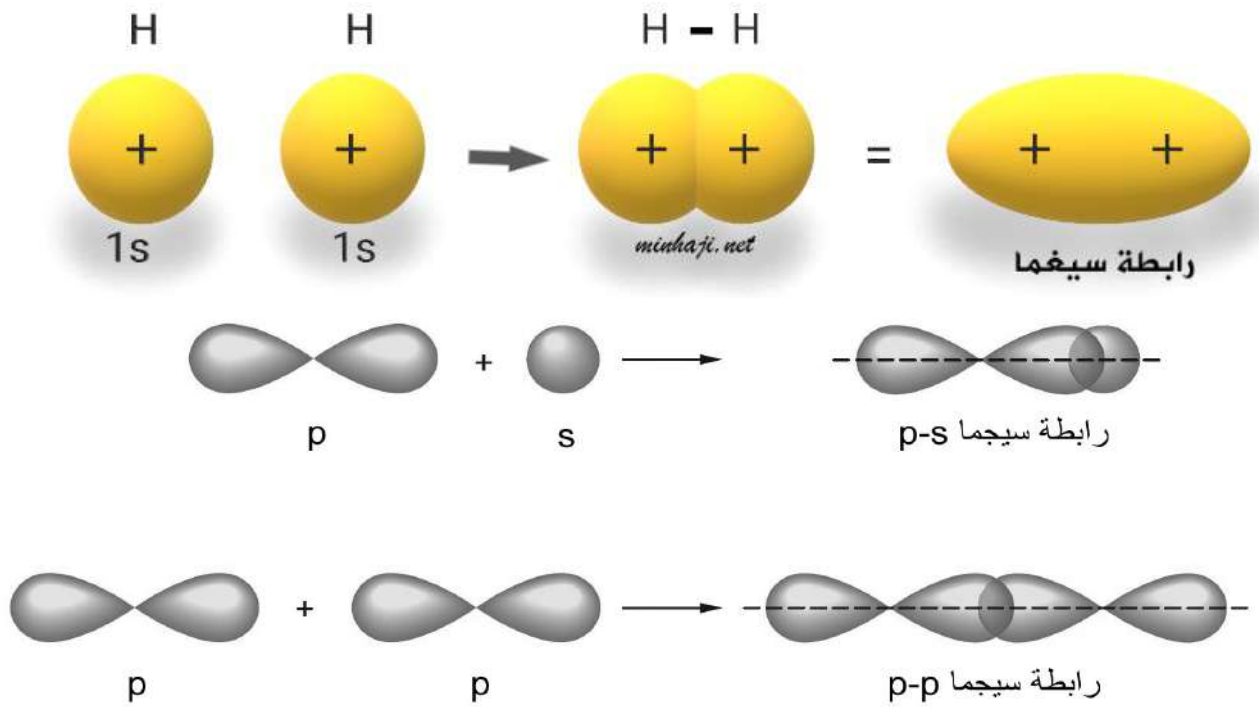
3- الرابطة التساهمية الثلاثية :- هي الرابطة التي تنشأ عن تشارك ذرتين بثلاثة أزواج من الإلكترونات

مثال :- 1- جزيء النيتروجين N_2 :- ${}_7N : 1s^2 2s^2 2p^3$

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



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

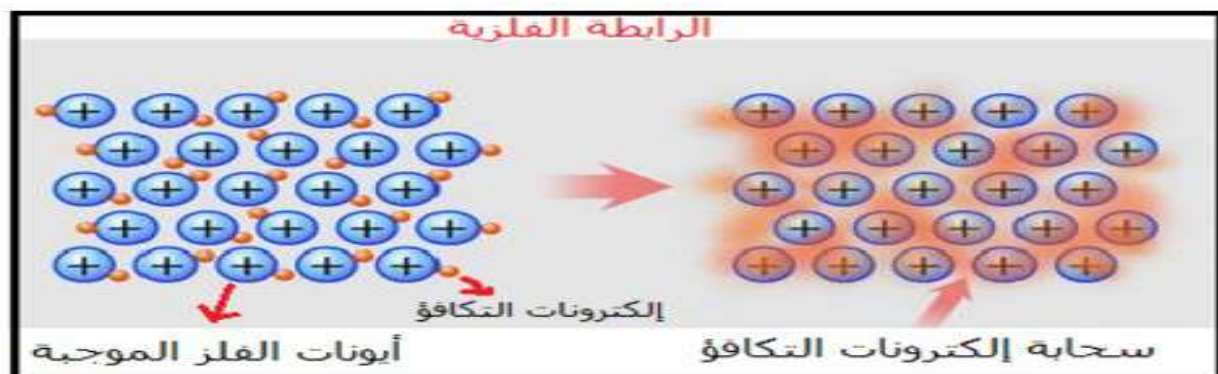


رابطة باي (π) :- رابطة تساهمية تنشأ من تداخل جانبي بين فلكي (P) (P-P) حيث تشكل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الإلكترونات فيها



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

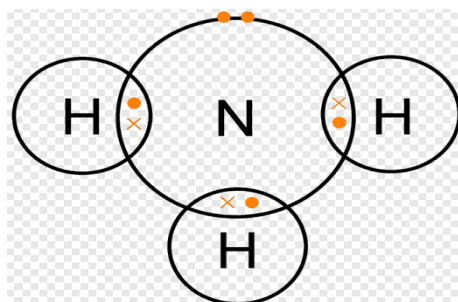
* تنشأ الرابطة الفلزية نتيجة فقد ذرات الفلز لإلكترونات التكافؤ فتتحول هذه الذرات الى أيونات موجبة تحيط بها الألكترونات من جميع النواحي على شكل بحر من الإلكترونات



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

مراجعة الدرس

- 1- من خلال فقد الذرة للالكترونات أو اكتسابها أو المشاركة بها مع ذرة أخرى أو عدة ذرات
- 2 - ${}^7\text{N} : 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^3$ النيتروجين يحتوي غلافه الأخير على 5 الكترونات و تحتاج إلى 3 الكترونات للوصول إلى تركيب شبيه بالغاز النبيل عن طريق تكوين روابط تساهمية
- ${}^{16}\text{S} : 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^6 3\text{S}^2 3\text{P}^4$ الكبريت يحتوي غلافه الأخير على 6 الكترونات و تحتاج إلى إلكترونين للوصول إلى تركيب يشبه الغاز النبيل عن طريق تكوين روابط أيونية
- ${}^3\text{Li} : 1\text{S}^2 2\text{S}^1$ الليثيوم يحتوي غلافه الأخير على إلكترون واحد من الأسهل أن تفقده للوصول إلى الغلاف الممتلئ بالالكترونات



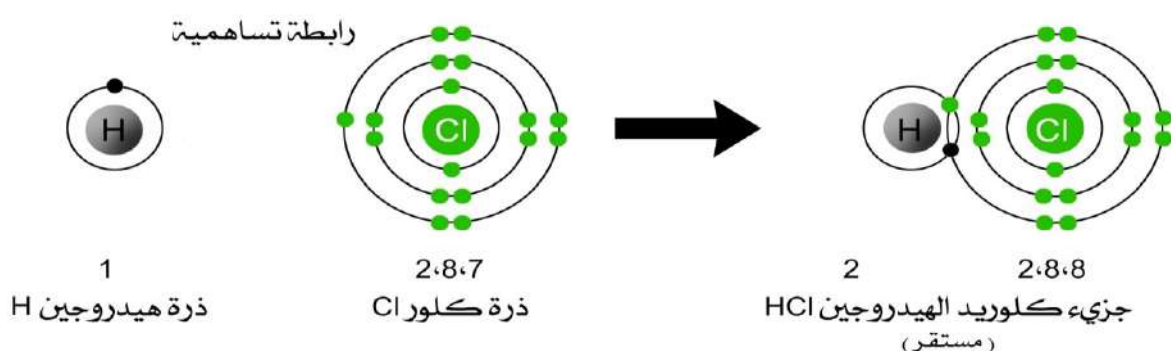
3 (a) ${}^7\text{N} : 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^3$ يحتوي على 5 الكترونات

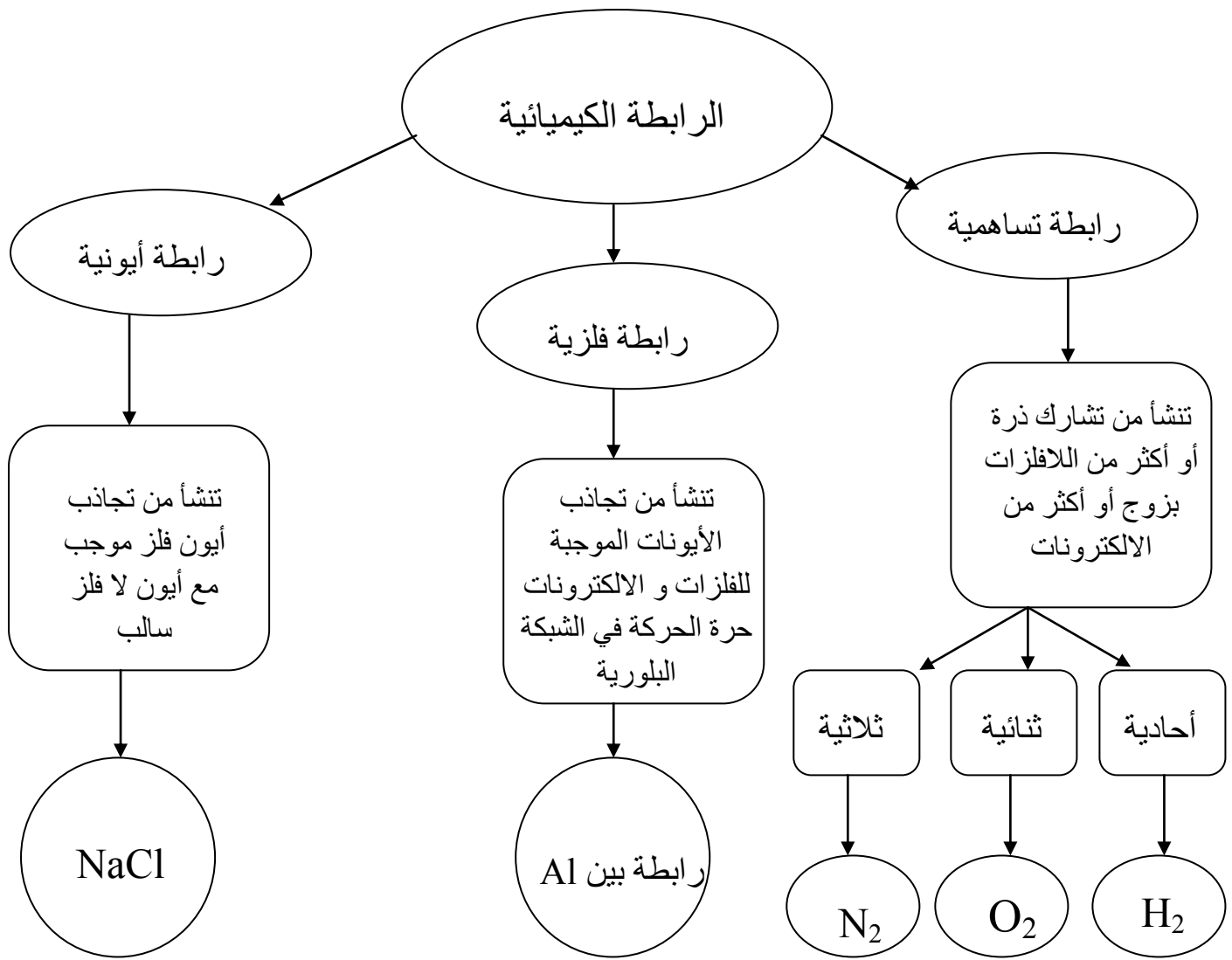
b) تساهمية أحادية

c) 3 أزواج رابطة

d) 1 زوج غير رابط

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





الصيغ الكيميائيه وخصائص المركبات

المركبات الأيونيه :- هي المركبات التي تحتوي على روابط أيونيه

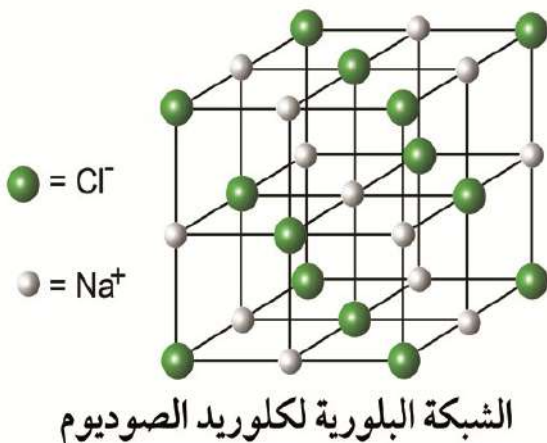
الخصائص الفيزيائيه للمركبات الأيونيه :-

1- البناء البلوري القاسي :-

1- توجد على شكل بلورات صلبة في شبكة بلوريه .

2- نسبة الأيونات الموجبه الى السالبه نسبة عدديه بسيطه

3- تكسب الشبكة البلوريه المركب الأيوني القوة



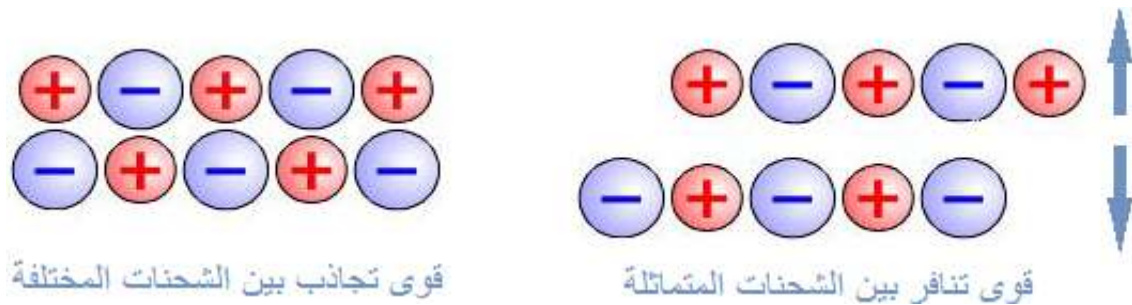
مثال :- في البناء البلوري لكلوريد الصوديوم NaCl

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 فإن الأيونات متماثلة الشحنة تقترب من بعضها البعض فتتنافر و تبتعد عن بعضها فيسهل كسر البلورة و تفثيتها



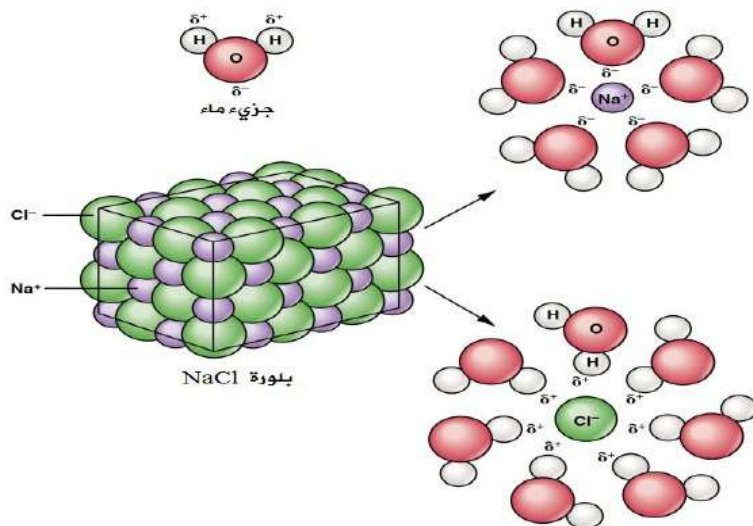
3- ارتفاع درجة الغليان والانصهار :- بسبب حاجتها لطاقة كبيرة للتغلب على قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة

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

لأن المركب MgO يحمل الشحنات O^{2-} , Mg^{+2} بينما المركب NaCl يحمل الشحنات Na^{+1} , Cl^{-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

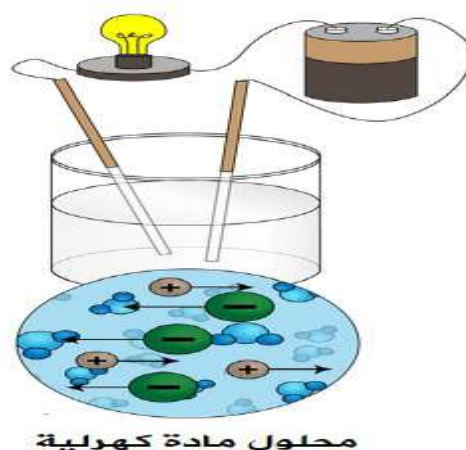
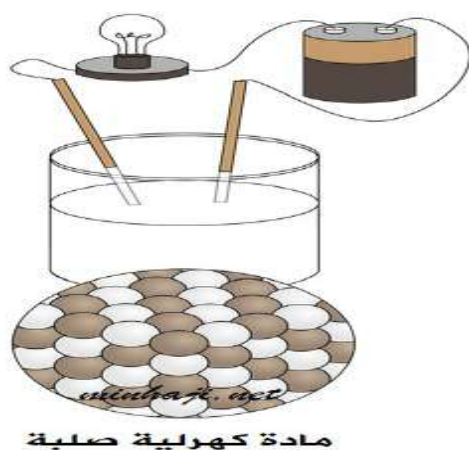
5- قابلية التوصيل الكهربائي :-



المركبات الأيونية الصلبة لا توصل 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 إذابتها في الماء فتصبح حرة الحركة



المركبات التساهمية :- هي المركبات التي تحتوي على روابط تساهمية

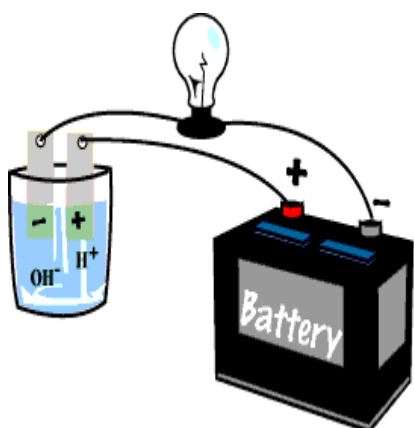
الخصائص الفيزيائية للمركبات التساهمية :-

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

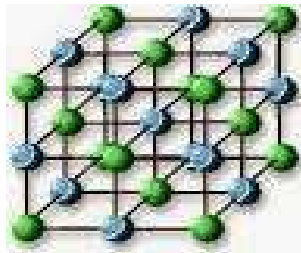
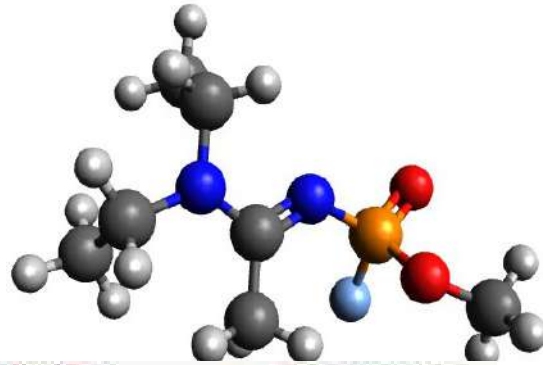
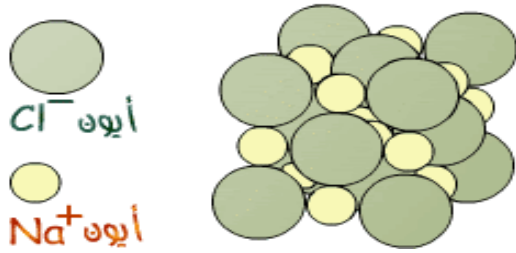
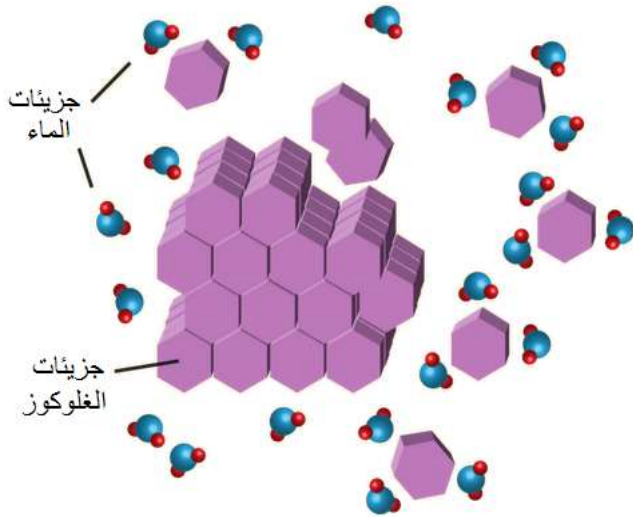


لديها ايونات حرة الحركة في المحلول

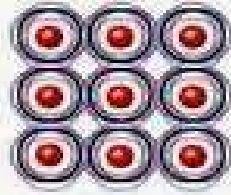
فسري :- تعد المركبات التساهمية (الجزيئية) مركبات متطايرة .

لأن درجات انصهارها و غليانها منخفضة

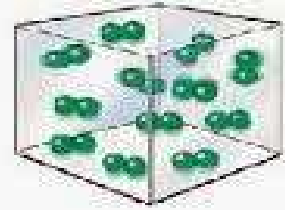
الشكل يمثل نموذج للروابط في مركب تساهمي ومركب أيوني



رابطة أيونية بين
الأيونات في بلورة
كلوريد الصوديوم



رابطة فلزية بين ذرات
قطعة الحديد



رابطة تساهمية بين
الذرات في جزيء
الأكسجين

قارني بين المركبات الأيونية و التساهمية من حيث :-

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

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

2- لامعة

3- قابلة للطرق والسحب

4- موصلة جيدة للكهرباء و الحرارة

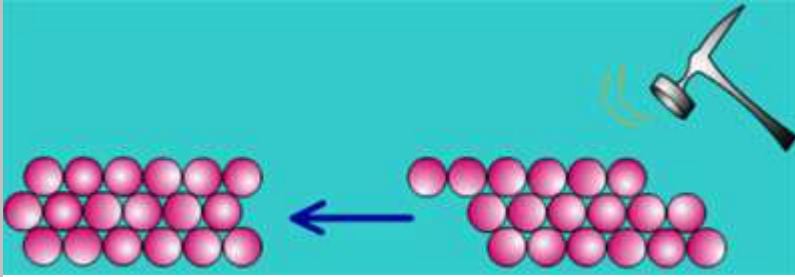
5- نشطة كيميائيا

ماذا يتكون عند طرق وسحب

الفلزات ؟

عند طرق الفلز يتكون صفائح بينما عند

سحب الفلز تتشكل الأسلاك



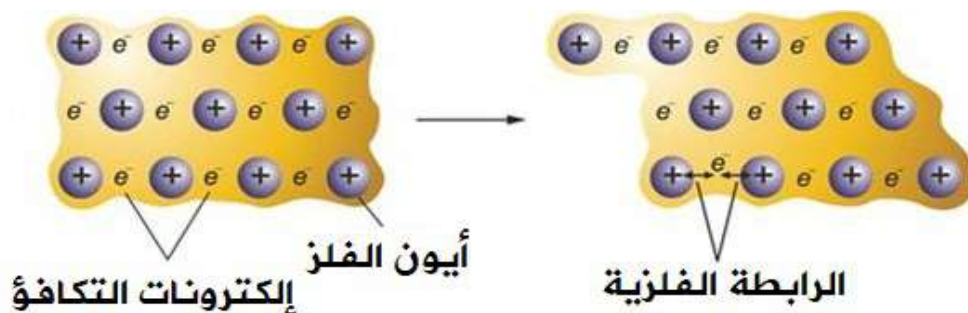
فسري :- بلورة الفلز لا تتكسر ؟

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 كيميائياً 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 يمثل الجدول أهم المجموعات الأيونية (موجبة الشحنة)

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

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

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

الأيون	الرمز	اسم العنصر
Ca^{+2}	Ca	الكالسيوم
Ba^{+2}	Ba	الباريوم
Zn^{+2}	Zn	الزئبق
Mg^{+2}	Mg	المغنيسيوم
Cu^{+2}	Cu	النحاس
Fe^{+2}	Fe	الحديد

العناصر رباعية التكافؤ

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

العناصر سالبة الشحنة (اللا فلزات)

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

العناصر ثلاثية التكافؤ (سالبة الشحنة)

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

العناصر ثلاثية التكافؤ

(موجبة الشحنة)

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

ماهي الرموز ؟

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

[طريقة كتابة صيغة مركب فلوريد الألومنيوم]

1- نكتب رموز الأيونات

Al^{3+} F^{-}
ألومنيوم فلوريد

2- نكتب عدد الشحنات لكل أيون

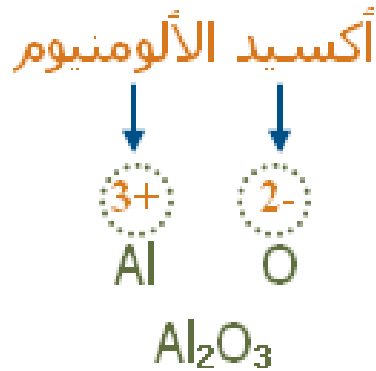
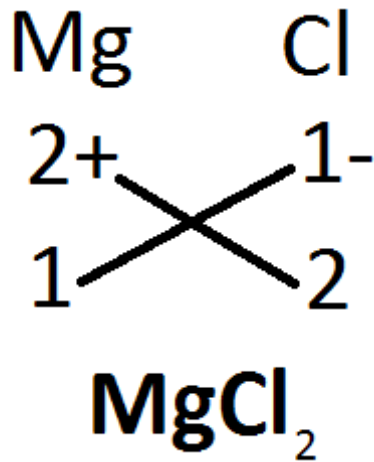
Al^{3+} F^{-}
3+ 1-
(نضع الرقم 3 بعد الألومنيوم) (نضع الرقم 1 بعد الفلور)

3- نبادل عدد الشحنات

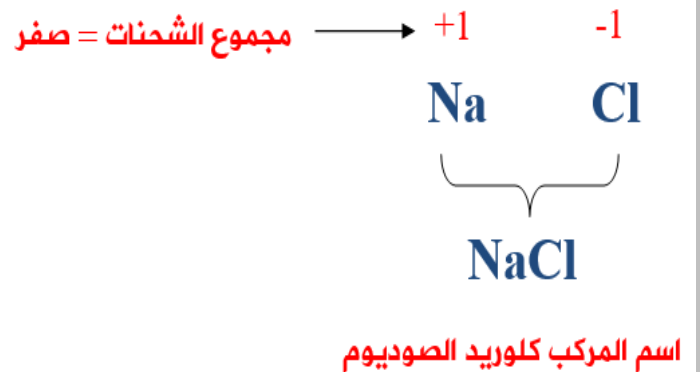
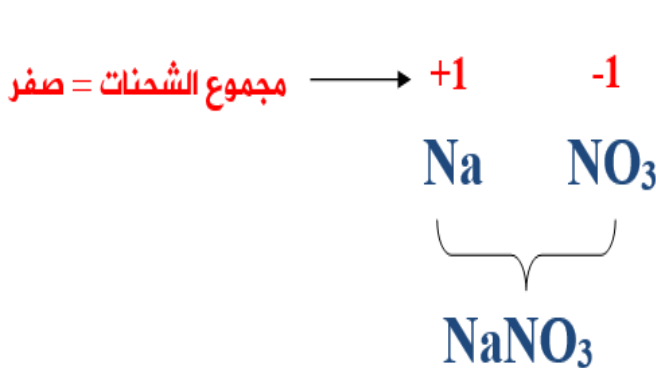
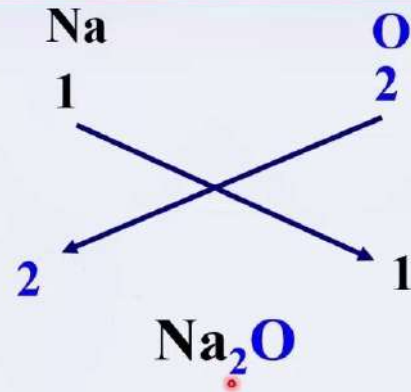
4- نكتب الصيغة الكيميائية

AlF_3
(لاحظ أن العدد 1 لا يكتب)

- 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 صيغة المركب النهائية



كتب الصيغة النهائية لمركب أكسيد الصوديوم



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 تكافؤه 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)



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

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



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

مراجعة الدرس

-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 / لا تذوب في الماء المحاليل لا توصل 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 لا يوصل التيار الكهربائي لافي حالة الصلب أو السائل

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

- ملح $MgCl_2$ الصلب :- مركب أيوني لا يوصل 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	لا توصل	يوصل
التساهمية	رابطة تساهمية	لا توصل	لا يوصل
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 $\text{NH}_4 = +1$ و تكافؤ مجموعة الكرومات $\text{CrO}_4 = -2$

تم بحمد الله وفضله

مع خالص امنياتى لكن بالتوفيق والنجاح يا عالمات 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- الرابعة الأيونية :- القوة التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركب

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

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

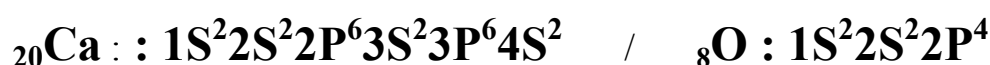
التكافؤ :- عدد الالكترونات التي يفقدها أو يكتسبها أو تشارك بها ذرة العنصر في مركباته للوصول إلى حالة الاستقرار

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

3-

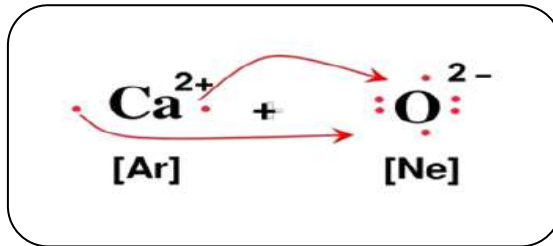
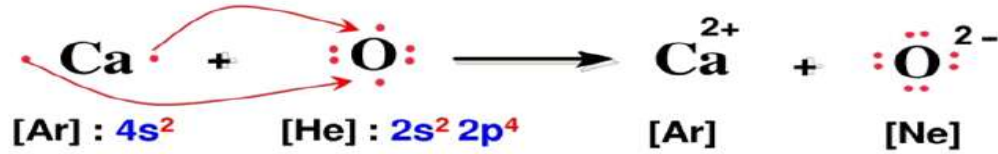
من حيث	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية
درجة الانصهار والغليان	عالية	غالباً منخفضة
الذائبية في الماء	تذوب	غالباً لا تذوب
توصيل التيار الكهربائي في الحالة الصلبة	غير موصلة	غير موصلة عدا الجرافيت
توصيل التيار الكهربائي في حالة المحلول	موصلة	غير موصلة بشكل عام (لكل قاعدة شواذ)

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





طريقة لويس لتوضيح تكوين أكسيد الكالسيوم من عناصره الأولية



تكافؤ ذرة الأكسجين 2 و تكافؤ ذرة الكالسيوم 2

5 - الصيغة الكيميائية لكل من :-

نترات الأمونيوم :- NH_4^+ , NO_3^- / NH_4NO_3

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

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

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 Na^+ , Cl^- وزيادة عدد الشحنات على الأيونات تؤدي الى زيادة قوة التجاذب بينها فتحتاج الى طاقة أكبر للتغلب عليها .

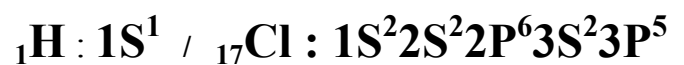
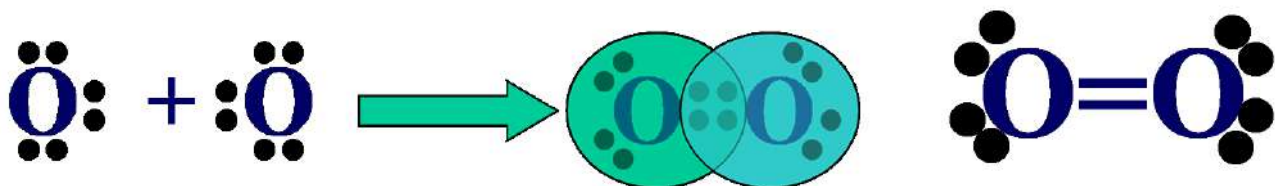
8- تمتاز المركبات الأيونية بانها صلبة لكن هشّة عند الضغط عليها ، عند الضغط على هذه البلورة فإن الأيونات متماثلة الشحنة تقترب من بعضها البعض فتتنافر و تباعد عن بعضها و تنزلق صفوف الأيونات الموجبة بعضها عن بعض لكنها تظل في بحر الالكترونات نفسه فيسهل كسر البلورة و تفتيتها لذا لا يمكن طرقها وسحبها

9 -

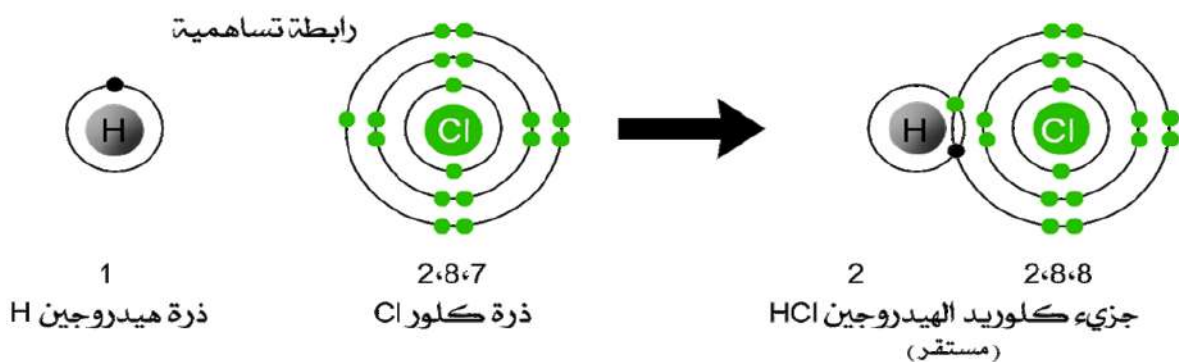
حتى تصل ذرة الأكسجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى الكترونيين وبالتالي تتشارك ذرة

$${}_8\text{O} : 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^4$$

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



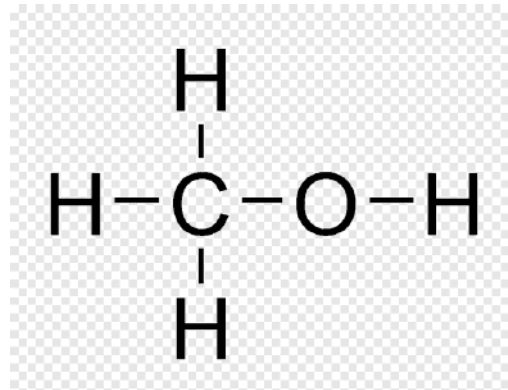
حتى تصل ذرة الهيدروجين إلى الاستقرار فإنها تحتاج إلى إلكترون واحد بينما الكلور تحتاج لإلكترون واحد لتصل للتركيب الثماني المستقر فتشارك ذرة الهيدروجين ذرة الكلور ب الإلكترون



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



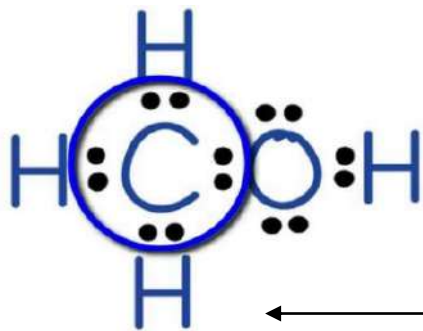
- 10



(أ) $\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$ للكربون في الغلاف الخارجي أربعة إلكترونات تكافؤ و بحاجة أربعة للوصول للاستقرار

و للأوكسجين في الغلاف الخارجي ستة إلكترونات تكافؤ وبحاجة إلى اثنين للاستقرار $\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$

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



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

(د)

- 11

تكافؤ ClO_3 في المركب $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$:- $0 = (3+) + X \times 3$ وبالتالي $1- = X$

تكافؤ Al في المركب $\text{Al}(\text{ClO}_3)_3$:- $0 = X + (1-) \times 3$ وبالتالي $3+ = X$

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	E	D	C	B	A
رقم المجموعة	2	1	8	7	6

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

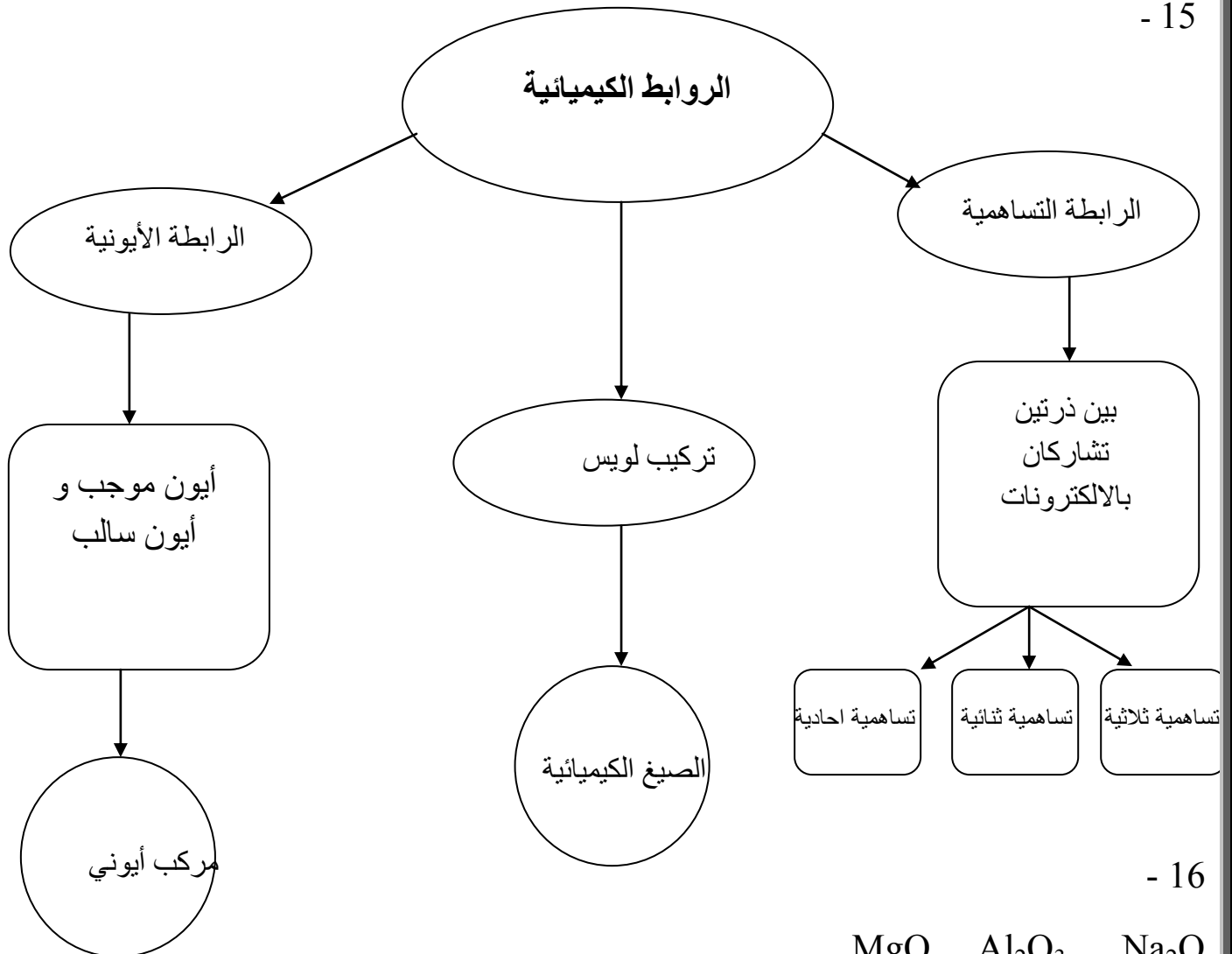
ب) B مع D رابطة أيونية بين أيون موجب و أيون سالب

ج) B مع بعضها البعض رابطة تساهمية

د) E مع بعضها البعض رابطة فلزية

14 - أ) Al (ب) KCl (ج) Al (د) CH₄ (هـ) C₂H₄ (و) C₂H₂

- 15



- 16

MgO Al₂O₃ Na₂O

NaBr AlBr₃ MgBr₂ N₂O₃ OBr₂

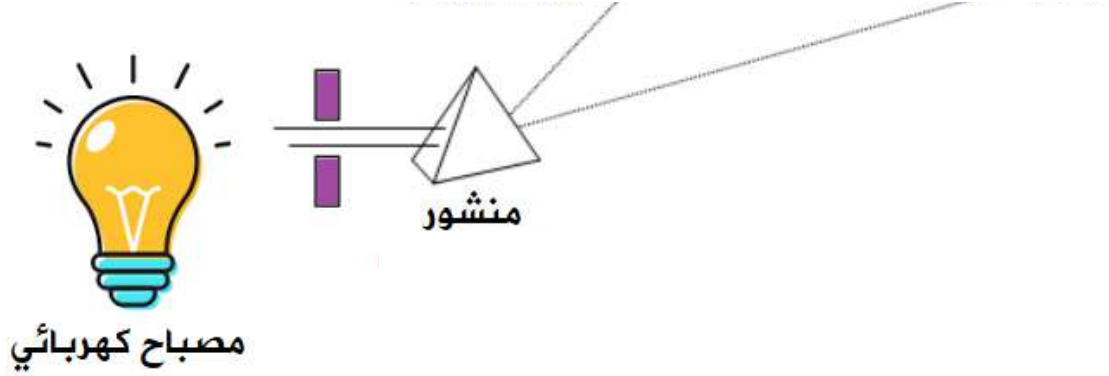
Na₃N AlN Mg₃N₂ NBr₃



أوراق العمل

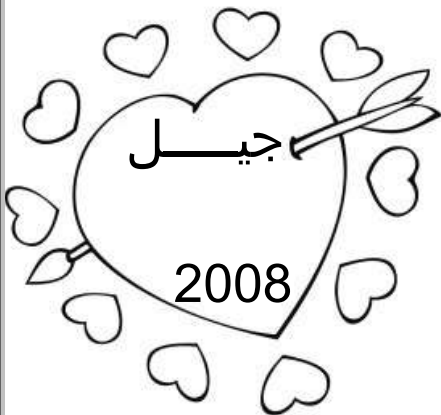
شاشة فوتوغرافية

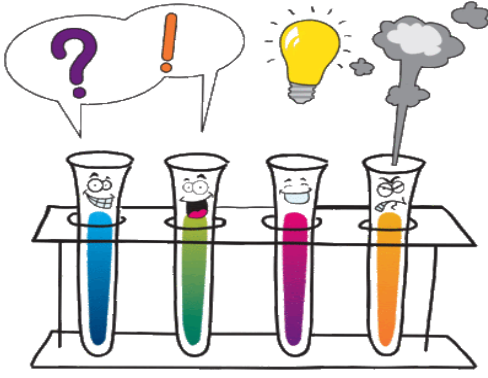
الطيف المتصل



* يمثل الشكل الطيف الناتج عن انكسار الضوء في منشور زجاجي تأمليه وأجيب 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 نتجت 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 ؟





ورقة عمل : العاشر الأساسي

اسم الدرس :- الطيف الذري

* الثوابت العلمية :-

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

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

$$E = h \times V$$

$$C = \lambda \times V$$

1- احسبي طاقة الفوتون الذي تردده $4 \times 10^{17} \text{ Hz}$.

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

3- فوتون طاقته $3.5 \times 10^5 \text{ J}$ ، احسبي تردده .

4- فوتون طاقته $2 \times 10^{-18} \text{ J}$ ، احسبي طول موجته .

5- فوتون طول موجته $6.3 \times 10^{-8} \text{ m}$ ، احسبي تردده .

6- موجه طولها 600 nm احسبي طاقتها .

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

ورقة عمل : العاشر الأساسي

الدرس :- النظرية الميكانيكية الموجية



أي مجموعة من أعداد الكم غير مسموح بها في ذرة الهيدروجين

-1 $m_s = +\frac{1}{2}$ $m_l = -1$ $l = 1$ $n = 2$

-2 $m_s = +\frac{1}{2}$ $m_l = 0$ $l = 1$ $n = 1$

-3 $m_s = +1$ $m_l = 6$ $l = 7$ $n = 8$

-4 $m_s = -\frac{1}{2}$ $m_l = 0$ $l = 0$ $n = 0$

-5 $m_s = +\frac{1}{2}$ $m_l = 0$ $l = 0$ $n = -4$

-6 $m_s = -\frac{1}{2}$ $m_l = 0$ $l = 0$ $n = 8$

-7 $m_s = +\frac{1}{2}$ $m_l = 1$ $l = -1$ $n = 2$

-8 $m_s = -\frac{1}{2}$ $m_l = -3$ $l = 2$ $n = 3$



1- أكتبى أعداد الكم الأربعة للإلكترون يقع في فلك من أفلاك 7S :-

ms	m_l	l	n	
				الإلكترون الأول
				الإلكترون الثاني

2- أكتبى أعداد الكم الأربعة للإلكترون يقع في فلك من أفلاك 4P :-

ms	m_l	l	n	
				الإلكترون الأول
				الإلكترون الثاني

3- أكتبى أعداد الكم الأربعة للإلكترون يقع في فلك من أفلاك 6d :-

ms	m_l	l	n	
				الإلكترون الأول
				الإلكترون الثاني

4- أكتبى أعداد الكم الأربعة للإلكترون يقع في فلك من أفلاك 5f :-

ms	m_l	l	n	
				الإلكترون الأول
				الإلكترون الثاني

5- اذا علمت ان عدد الكم الرئيس للإلكترون = 5 ، اجيبى عن الاسئلة الاتية :-

1- ما عدد الأغلفة الفرعية في الغلاف الرئيس الخامس ؟

2- ما عدد أفلاك الغلاف الرئيس الخامس ؟

3- ما اكبر عدد من الإلكترونات 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 : العاشر الأساسي

الدرس :- مبادئ و قواعد التوزيع الالكتروني

ضعي دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة :-

1- أي المستويات الفرعية الآتية يملأ أولاً 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 الآتية :-

التوزيع الالكتروني بدلالة الغاز النبيل	التوزيع الالكتروني	العنصر
		$_{8}O$
		$_{11}Na$
		$_{13}Al$
		$_{35}Br$
		$_{32}Ge$
		$_{24}Cr$
		$_{12}Mg$
		$_{20}Ca$



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 ب- P ج- S د- d
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 للعناصر 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				



كيمياء



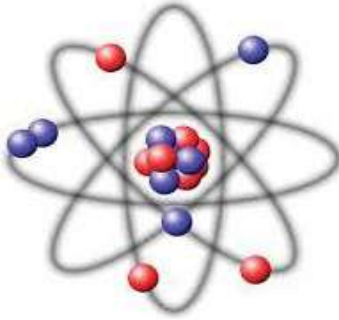
ورقة عمل : العاشر الاساسي

عنوان الدرس :- التوزيع الالكتروني لأيونات
العناصر

اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من أيونات
العناصر الآتية :-

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

ورقة عمل : العاشر الأساسي



عنوان الدرس :- الخصائص الدورية للعناصر

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

2	Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
4	K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
5	Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
6	Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

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 :-

Li 152 pm	Li ⁺ 60 pm	Be 111 pm	Be ²⁺ 31 pm	F 64 pm	F ⁻ 136 pm
Na 186 pm	Na ⁺ 95 pm	Mg 160 pm	Mg ²⁺ 65 pm	Cl 99 pm	Cl ⁻ 181 pm

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 الآتية وفق ازدياد حجمها الذري :-

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

رتبي الأيونات الآتية وفق ازدياد حجمها :-

Na⁺ , K⁺ , Cl⁻ , Al⁺³ , Mg⁺² , O⁻² , N⁻³





أعداد الكم الأربعة الرئيسية

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



IUPAC Periodic Table of the Elements

Key:																	
atomic number																	
Symbol																	
name																	
abbrev. standard																	
atomic weight																	
1 H hydrogen 1.008 ± 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 aluminum 26.982 ± 0.001	14 Si silicon 28.086 ± 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 95.96 ± 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 cesium 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 [261]	105 Db dubnium [262]	106 Sg seaborgium [266]	107 Bh bohrium [264]	108 Hs hassium [265]	109 Mt meitnerium [268]	110 Ds darmstadtium [271]	111 Rg roentgenium [272]	112 Cn copernicium [285]	113 Nh nihonium [286]	114 Fl flerovium [289]	115 Mc moscovium [290]	116 Lv livermorium [293]	117 Ts tennessine [294]	118 Og oganesson [294]



INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

57 La lanthanum 138.91 ± 0.01	58 Ce cerium 140.12 ± 0.01	59 Pr praseodymium 140.91 ± 0.01	60 Nd neodymium 144.24 ± 0.01	61 Pm promethium [145]	62 Sm samarium 150.36 ± 0.02	63 Eu europium 151.96 ± 0.01	64 Gd gadolinium 157.25 ± 0.03	65 Tb terbium 158.93 ± 0.01	66 Dy dysprosium 162.50 ± 0.01	67 Ho holmium 164.93 ± 0.01	68 Er erbium 167.26 ± 0.01	69 Tm thulium 168.93 ± 0.01	70 Yb ytterbium 173.05 ± 0.02	71 Lu lutetium 174.97 ± 0.01
89 Ac actinium [227]	90 Th thorium 232.04 ± 0.01	91 Pa protactinium 231.04 ± 0.01	92 U uranium 238.03 ± 0.01	93 Np neptunium [237]	94 Pu plutonium [244]	95 Am americium [243]	96 Cm curium [247]	97 Bk berkelium [247]	98 Cf californium [251]	99 Es einsteinium [252]	100 Fm fermium [257]	101 Md mendelevium [258]	102 No nobelium [259]	103 Lr lawrencium [260]

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.