شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج البحرينية

مذكرة كيم 211

تاريخ نشر الملف على موقع المناهج: 13-12-2023 08:06:46

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي

روابط مواد الصف الثاني الثانوي على تلغرام

التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الأول

1	شرح درس المركبات الأيونية والفلزات الروابط الأيونية والمركبات الأيونية
2	مذكرة الجزء النظري في الكيمياء
3	النقاط الهامة في مقرر كيم 214/ 216
4	كراسة النشاط للكيمياء 2 (كيم 211)
5	شرح نظرية الكم والذرة كيم 211_ كيم 803

مملكة البحرين

وزارة التربية والتعليم

مدرسة الشيخ عيسى بن علي الثانوية للبنين

قســـم العلـــــــــــــوم

(الفصل الدراسي الأول)

الكيمياء 2 (كيم 211)

ملاحظة مهمة // هذه المذكرة لا تغني عن الكتاب المدرسي

اسم الطالب:

الصف:

الرقم الأكاديمي:

الفصل الأول : الإلكترونات في الذرات

الدرس الأول : نظرية الكم والذرة

نموذج بور للذرة :

مستويات الطاقة للهيدروجين : اقترح بور عدة اقتراحات لذرة الهيدروجين :

1. يتحرك الالكترون حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها .
2. كلما صغر مدار الالكترون قلت طاقة الذرة أو قل مستوى الطاقة , والعكس صحيح ($E_n = n^2 E_1$) .
3. العدد الكمي (n): العدد المخصص لوصف الالكترون في مستويات الطاقة الرئيسة .حيث خصص بور لإجراء حساباته عدد n لكل مدار .
4. عندما يدور الالكترون في مداره حول النواة فإنه لا يكتسب ولا يفقد (يشع) طاقة . (حالة الاستقرار) .
5. عندما يكتسب الالكترون طاقة فإنه ينتقل الى مستوى طاقة اعلى وتكون الذرة في حالة الإثارة .. وعندما يعود الالكترون الى مستوى الطاقة الاقل فإنه يفقد (يشع فوتونا) طاقة مقدارها يساوي الفرق بين طاقتي المدارين (المستويين) المنتقل بينهما .

$$\Delta E = E_{\text{طاقة المستوى الأعلى}} - E_{\text{طاقة المستوى الأقل}}$$

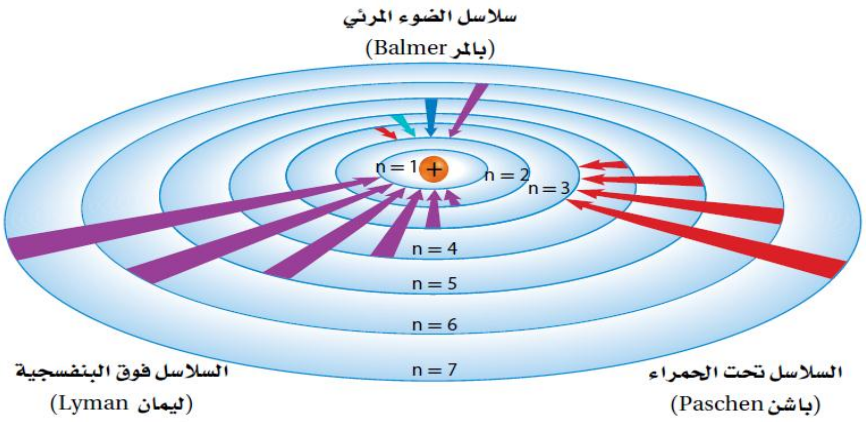
6. حسب بور نصف القطر لكل مدار ولاحظ أنه بزيادة مقدار n تقترب مستويات الطاقة من بعضها أي أن المدارات لا تبعد عن بعضها مسافات متساوية .

حالة الاستقرار : حالة الذرة في أدنى مستوى الطاقة لها .

حالة الإثارة : حالة الذرة عندما تكتسب طاقة .

& طيف الهيدروجين الخطي :

1. سلسلة ليمان : تظهر عند عودة الالكترون من أي من المدارات الخارجية الى المدار الاول وهي اشعة ضوئية غير مرئية في منطقة الاشعة فوق البنفسجية .
2. سلسلة بالمر : تظهر عند عودة الالكترون من أي من المدارات الخارجية الى المدار الثاني وهي اشعة ضوئية مرئية . وهي اشعة ضوئية مرئية .
3. سلسلة باشن : تظهر عند عودة الالكترون من أي من المدارات الخارجية الى المدار الثالث وهي اشعة ضوئية غير مرئية في منطقة الاشعة تحت الحمراء .



علل / ينتج سلوك الالكترون في الذرة ألوانا مختلفة الضوء ؟

ج / عندما تعود الالكترونات الى حالتها المستقرة من حالة الإثارة تبعث الذرة فوتونا يتناسب وفرق الطاقة بين مستويي الطاقة اللذين انتقل بينهما , ويرتبط كل تردد بلون معين .

علل / ظهور وميض مميز لذرة الهيدروجين ؟

ج / بسبب رجوع الالكترون المثار من مستوى طاقة أعلى الى مستوى اقل وفقدانه للطاقة المكتسبة .

حدود نموذج بور :

1. فسر طيف ذرة الهيدروجين , لكنه لم يستطيع تفسير طيف أي عنصر آخر .

2. لم يستطيع تفسير السلوك الكيميائي للذرات .

3. هناك أدلة تؤكد أن الالكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية .

دي برولي : كل جسيم متحرك تصاحبه حركة موجية .

اشتق دي برولي المعادلة الآتية التي تبين العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية :

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}$$

حيث λ = تمثل طول الموجة

h = ثابت بلانك

m = تمثل كتلة الجسيم

ν = سرعة الجسيم

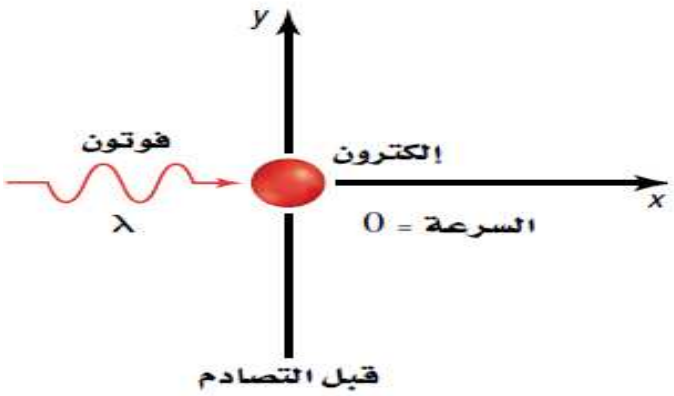
طول موجة الجسيم : النسبة بين ثابت بلانك وناتج ضرب كتلة الجسيم في سرعته .

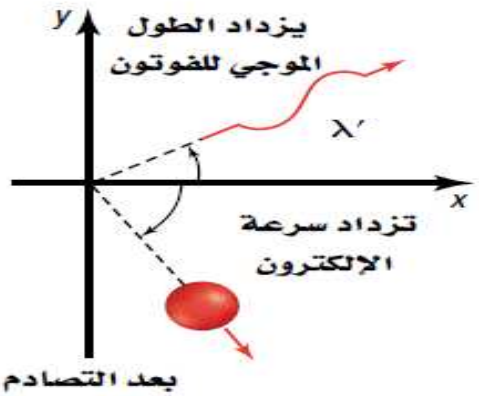
علل / لا يمكن ملاحظة الموجة المصاحبة للجسم الكبير ؟

ج / لأن طول الموجة المصاحبة له تكون صغيرة جدا لدرجة انه لا يمكن قياسها .

مبدأ هايزنبرج للشك : لا يمكن معرفة مكان الجسيم وسرعته في الوقت نفسه .

**** لكي نرى الالكترون فيجب أن يسقط عليه فوتون , فيمتص الالكترون طاقة الفوتون ويغير من سرعته ومكانه .**





عندما يتفاعل فوتون مع الكترون في وضع السكون تتغير كل من سرعة الالكترون ومكانه وهذا ما اعتمد عليه مبدأ هايزنبرج .

علل / لماذا تتغير طاقة الفوتون ؟

ج / لأن بعض الطاقة نقلت الى الالكترون .

علل / طاقة الفوتون تؤثر في الالكترون لكنها لا تؤثر في بالون ؟

ج / لأن طاقة الالكترون (الطاقة التي يكتسبها ليغير من موضعه) تقترب من طاقة الفوتون لكن طاقة البالون (الطاقة التي يكتسبها البالون ليغير من موضوعه) كبيرة جدا عن طاقة الفوتون بحيث لا تؤثر فيها طاقة الفوتون .

علل / من المستحيل تحديد موقع وسرعة الالكترون بدقة في الوقت نفسه ؟

ج / لان الالكترون كتلته صغيرة جدا وبالتالي فإن التفاعل بين الفوتون والالكترون يؤدي الى تغير سرعة ومكان الالكترون .

معادلة شرودنجر الموجية : تابع شرودنجر نظرية الموجة (الجسيم التي اقترحها دي برولي) , واشتق شرودنجر معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة .

& النموذج الكمي للذرة : النموذج الذي يتم فيه التعامل مع الالكترونات على أنها موجات .

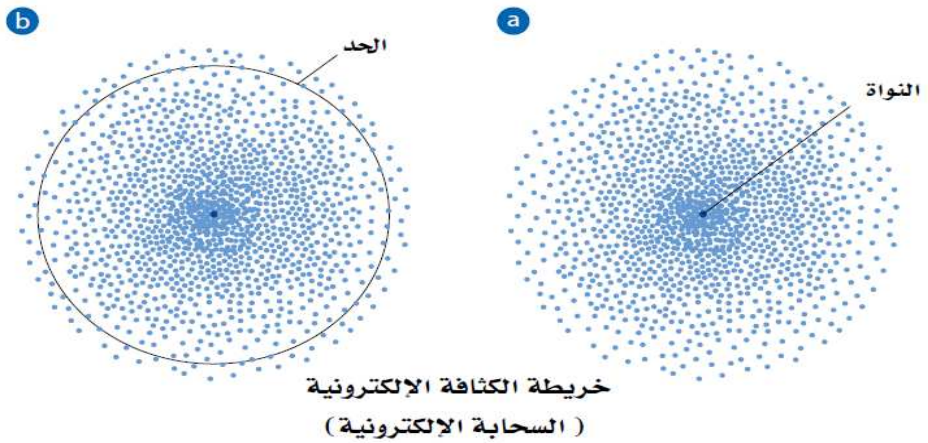
س / قارن بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة ؟

نموذج بـــــــــــور	النموذج الكمي للذرة
- يتعامل مع الالكترون كجسيم فقط	- يتعامل مع الالكترون كجسيم له خصائص موجية
- يمكن تحديد مكان الالكترون وسرعته في الوقت نفسه	- من المستحيل تحديد مكان الالكترون وسرعته في الوقت نفسه
- حدد قيم محددة لطاقة الالكترون	- حدد قيم محددة لطاقة الالكترون
- الالكترون يتحرك في مسار دائري حول النواة	- لا يحاول وصف مسار الالكترون حول النواة
- نجح في تفسير طيف ذرة الهيدروجين فقط	- نجح في تفسير طيف ذرة الهيدروجين وذرات اخرى

موقع الالكترون المحتمل :

الفلك الذري : منطقة ثلاثية الابعاد توجد حول نواة الذرة , وهي تصف الموقع المحتمل لوجود الالكترونات .

يشبه الفلك الذري سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الالكترون عند تلك النقطة .



الشكل 5-1 تمثل خريطة الكثافة احتمال وجود إلكترون في موقع معين حول النواة. **a.** تظهر الكثافة العالية للنقاط قرب النواة أن احتمال وجود الإلكترون قرب النواة كبير جدًّا.

b. هناك احتمال نسبته 90% لوجود الإلكترون ضمن المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة. وأحيانًا يتم اعتبار هذه الحدود تمثيلاً لحدود الذرة. وفي هذا الرسم تمثل الدائرة مسقطًا ثلاثي الأبعاد لكرة تحتوي على الإلكترونات.

س2 / صف أين توجد الالكترونات في ذرة ما ؟

ج / توجد الالكترونات حول النواة في مواقع توصف فقط بخريطة احتمالات , ويتم اختيار حدود لاحتواء المنطقة التي يتوقع أن يوجد ضمنها الالكترون 90 % من الوقت .

الأفلاك الذرية للهيدروجين :

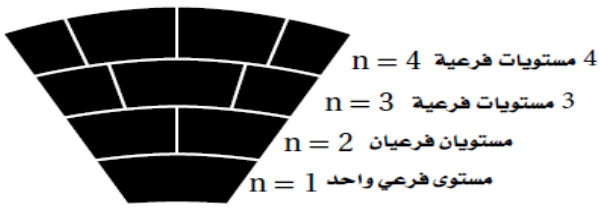
عدد الكم الرئيس (n): عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجوم النسبية وطاقات الأفلاك الذرية .

& كلما ازدادت قيمة n زاد حجم الفلك , لذا يحتاج الالكترون الى وقت اكبر بعيدا عن النواة فتزداد طاقة الذرة . لذا تحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرة وعددهم 7 وكل مستوى من مستويات الطاقة يسمى مستوى الطاقة الرئيس .

مستوى الطاقة الرئيس : أحد مستويات الطاقة الرئيسة في الذرة .

مستوى الطاقة الفرعي : تكوَن مستويات الطاقة الفرعية مستوى الطاقة الرئيس .

يتألف مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى فرعي واحد , ومستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين فرعيين للطاقة , و مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات فرعية .



س3 / وضح العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الفرعية ؟

ج / يزداد عدد المستويات الفرعية للطاقة في مستوى رئيسي للطاقة كلما ازدادت قيمة n .

أشكال الأفلاك :

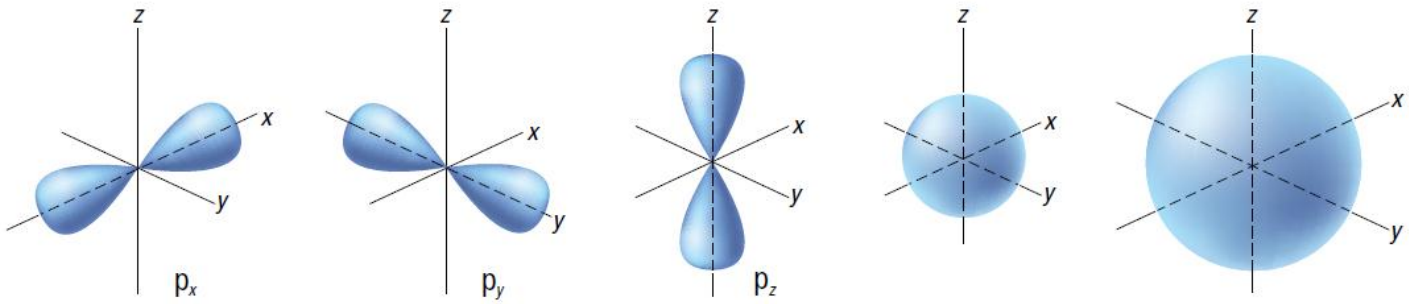
تسمى المستويات الفرعية s , p , d , f حسب أشكال الذرة .

& أفلاك s جميعها كروية الشكل ,,,,,,,,,,,,,,,,, أفلاك p جميعها تتكون من فصين ,,,,,,,,,,,, أما أفلاك f , d فليس لها الشكل نفسه .

& يحتوي كل فلك على الكترونين كحد أعلى .

& يكون شكل المستوى الفرعي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيس الأول كرويا ويسمى فلك 1s , ويطلق على المستويين الفرعيين في مستوى الطاقة الرئيس الثاني 2s و 2p . والفلك 2s كروي الشكل مثل الفلك 1s ولكنه أكبر حجما .

& ويمثل المستوى الفرعي 2p بثلاثة أفلاك يتكون كل منها من فصين , تسمى : 2px و 2py و 2pz , وتعبر الأحرف x و y و z عن اتجاهات المستويات الفرعية p على المحاور x و y و z (الرسم للأفلاك حفظ) .



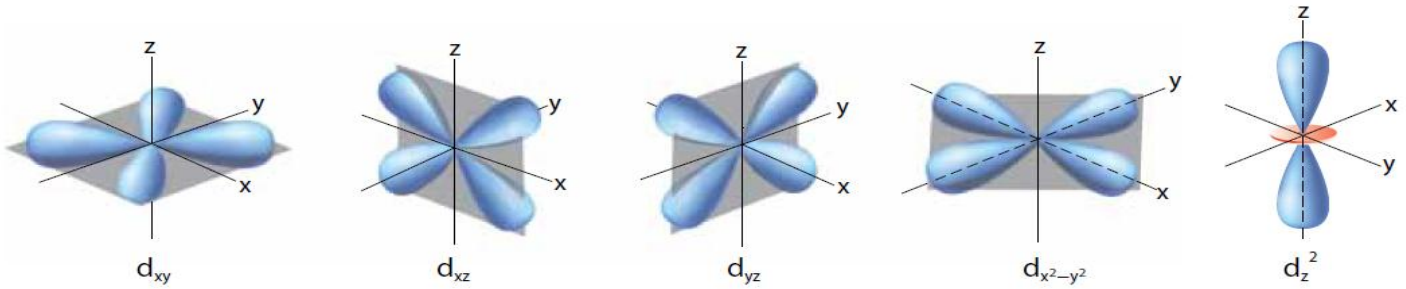
a. أفلاك s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيسي.

b. لأفلاك p الثلاثة أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x,y,z.

س4 / صف أشكال الأفلاك s و p .

ج / أفلاك s كروية , وأما أفلاك p الثلاثة فلها أشكال فصية موجهة نحو المحاور x , y , z .

& يحتوي مستوى الطاقة الرئيس الثالث على ثلاثة مستويات فرعية هي 3s , 3p , 3d , حيث يحتوي كل مستوى فرعي d خمسة أفلاك ذات طاقة متساوية , أربعة من أفلاك d لها أشكال متشابهة ولكن اتجاهاتها مختلفة حول المحاور x , y , z إلا الفلك الخامس dz^2 له شكله الفريد.



c. أربعة من أفلاك d لها الشكل نفسه، ولكنها تقع في اتجاهات مختلفة. أما فلك d_z^2 فله شكله الفريد.

ملاحظات هامة :

س / ما الفرق بين الكم والفوتون ؟

ج / الكم : أقل طاقة يمكن أن تفقدها أو تكتسبها الذرة ,,, بينما

الفوتون : جسيم يحمل طاقة الكم .

&& عدد الأفلاك في كل مستوى فرعي دائما عدد فردي .

&& لحساب عدد الأفلاك من العلاقة (عدد الأفلاك = n^2 , حيث n تمثل رقم مستوى الطاقة الرئيس) .

&& لحساب عدد الالكترونات من العلاقة (عدد الالكترونات = $2n^2$, حيث n تمثل رقم مستوى الطاقة الرئيس) .

يلخص الجدول الآتي **مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة للهيدروجين** , والمستويات الفرعية والأفلاك الذرية المرتبطة معها:

عدد الكم الرئيسي (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك في المستويات الفرعية	مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

نشاط على الدرس الأول (نظرية الكم والذرة):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. مجموع الافلاك التي توجد في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث هو :

أ. 4 ب. 3 ج. 9 د. 18

2. من سلاسل الطيف الخطي لذرة الهيدروجين وتقع في منطقة الضوء المرئي هي :

أ. ليمان ب. بالمر ج. باشن د. براكت

3. فلك p يتكون من ثلاثة أفلاك :

أ. متماثلة في الشكل وغير متساوية في الطاقة ب. متماثلة في الشكل ومتساوية في الطاقة

ج. غير متماثلة في الشكل ومتساوية في الطاقة د. متماثلة في الشكل وغير متساوية في الطاقة

4. مجموع الافلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع يساوي :

أ. 8 ب. 4 ج. 16 د. 32

5. ما اكبر عدد من الالكترونات الذي يمكن أن يتواجد في المستوى الفرعي 4f ؟

أ. 4 ب. 7 ج. 11 د. 14

6. أقصى عدد للالكترونات يمكن أن تتواجد في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع هو :

أ. 8 ب. 16 ج. 4 د. 32

7. ما اكبر عدد من الالكترونات الذي يمكن أن يتواجد في المستوى الفرعي 2p ؟

أ. 2 ب. 3 ج. 6 د. 8

8. أقصى عدد للالكترونات يمكن أن تتواجد في مستوى الطاقة الرئيسي الخامس للذرة نظريا :

أ. 10 ب. 20 ج. 25 د. 50

9. المستوى الفرعي الذي تتكون أشكال أفلاكه من فصين ؟

أ. s ب. p ج. d د. f

10. أقصى عدد للالكترونات يمكن أن تتواجد في مستوى الطاقة الرئيسي السادس للذرة نظريا ؟

أ. 8 ب. 12 ج. 16 د. 72

11. أقصى عدد للالكترونات يمكن أن تتواجد في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث هو :

أ. 18 ب. 32 ج. 9 د. 16

12. ما عدد الأفلاك في المستوى الفرعي d ؟

أ. 3 ب. 5 ج. 10 د. 14

13. النموذج الكمي للذرة يعامل الالكترونات على أنها :

أ. شحنات ب. كتل ج. جسيمات د. موجات

14. ماذا تمثل كل نقطة في السحابة الالكترونية للالكترون عند لحظة معينة ؟

أ. شحنة ب. موقع ج. كتلة د. سرعة

واجب على الدرس الأول (نظرية الكم والذرة):

س1 / علل / يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء حسب نموذج بور الذري ؟

.....

.....

س2 / عدَد المستويات الفرعية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين .

.....

.....

الدرس الثاني : التوزيع الإلكتروني

التوزيع الالكتروني في الحالة المستقرة

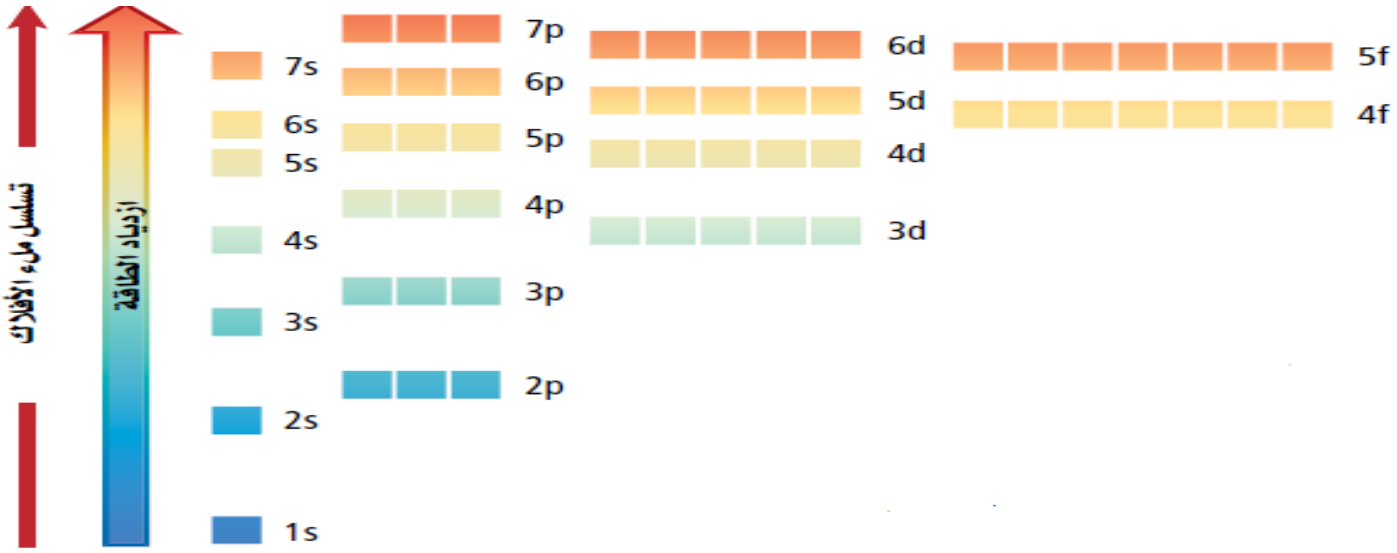
التوزيع الالكتروني : ترتيب الالكترونات في الذرة .

علل / تميل الالكترونات في الذرة الى اتخاذ ترتيب يعطي الذرة اقل طاقة ممكنة ؟

ج / لأن الانظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقرارا من الانظمة ذات الطاقة العالية .

& يسمى ترتيب الالكترونات في الوضع الاقل طاقة والاكثر ثباتا بالتوزيع الالكتروني قي الحالة المستقرة للعنصر , وتحكم المبادىء او القواعد – مبدأ أوفباو ومبدأ باولي وقاعدة هوند – كيفية ترتيب الالكترونات في افلاك الذرة .

1. **ميدأ أوفباو :** كل الكترون يسعى لأن يكون في الفللك الأقل طاقة .



س / حدد أي مستوى فرعي له الطاقة الأكبر 4d أم 5p ؟

ج / 5p

ملاحظة // طاقة الأفلاك في نفس مستوى الطاقة الفرعي متساوية مثل أفلاك p لها نفس الطاقة .

2. **ميدأ باولي :** الفلك لا يمكن أن يتسع لأكثر من إلكترونين على أن لا يكون لهما نفس اتجاه الحركة .

علل / يكون الحد الأعلى للإلكترونات المرتبطة مع كل مستوى طاقة رئيس مساويا $2n^2$.

ج / لأن كل فلك لا يستطيع احتواء أكثر من إلكترونين .

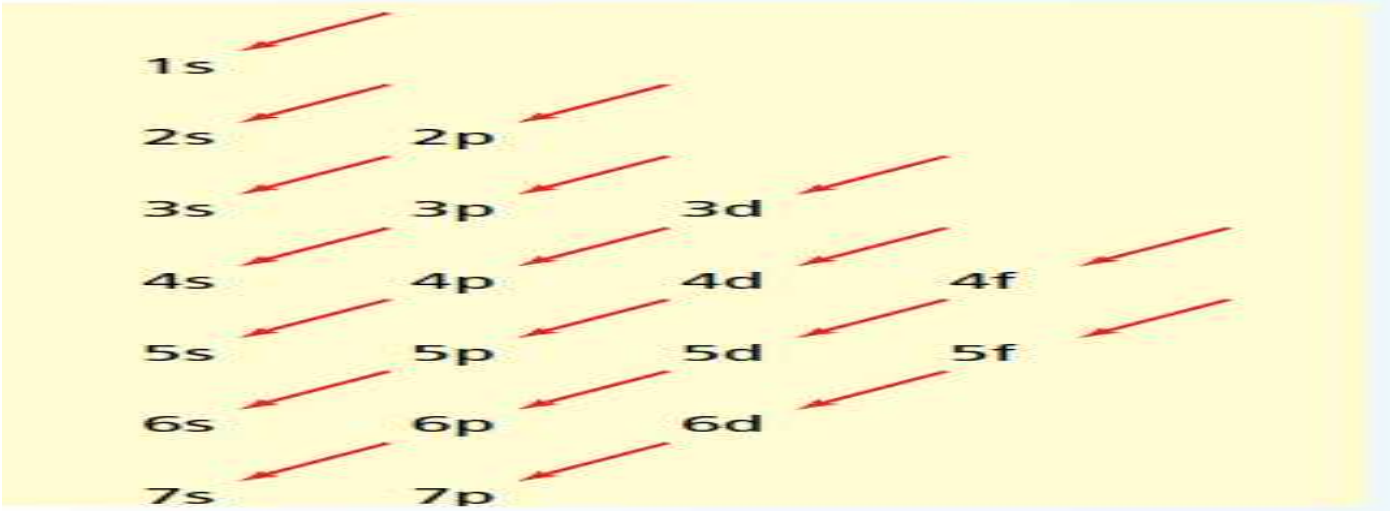
3. **قاعدة هوند :** تعبئة الالكترونات في الافلاك المتساوية الطاقة يتم بشكل فردي قبل البدء بإضافة الالكترون الثاني لنقس الفلك اذ لا يمكن لإلكترونين أن يكون لهما نفس اتجاه الحركة .

يرجع ذلك الى إن حقيقة تنافر الالكترونات المشحونة بشحنة سالبة لها تأثير كبير في توزيع الالكترونات في أفلاك متساوية الطاقة .

مثال // يوضح المثال الآتي تسلسل دخول الإلكترونات في أفلاك 2p .

1. ↑ □ □ 2. ↑ ↑ □ 3. ↑ ↑ ↑ 4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

ويوضح الرسم الآتي تسلسل ملأ الإلكترونات (حفظ ضروري) .



علل / في التوزيع الإلكتروني يملئ المستوى الفرعي 4s قبل 3d ؟

ج / لأن مستوى الطاقة الفرعي 4s أقل طاقة من المستوى الفرعي 3d .

التوزيع الالكتروني : يمكن أن نمثل التوزيع الإلكتروني للذرة بإحدى الطرائق الآتية :

أ. رسم مربعات الأفلاك : يمكن التعبير عن الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في المربعات .

ب. الترميز الإلكتروني : يعبر عن مستوى الطاقة الرئيس والمستويات الفرعية المرتبطة مع كل فلك في الذرة , ويتضمن أسًا يمثل عدد الإلكترونات في الفلك . وكما موضح بالجدول :

الترميز الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك للعناصر من 1 إلى 10

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

ج. ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة): طريقة لتمثيل التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الموجودة في العمود الأخير من الجدول الدوري.

الغازات النبيلة (الخاملة) هي :

1. الهيليوم (2 إلكترون) He
2. النيون (10 إلكترون) Ne
3. الأرجون (18 إلكترون) Ne
4. الكريبتون (36 إلكترون) Kr
5. الزينون (54 إلكترون) Xe
6. الرادون (86 إلكترون) Rn

ملاحظة هامة جدا في كتابة التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

** $_{2}[He]\ 2s\ 2p$

** $_{10}[Ne]\ 3s\ 3p$

** $_{18}[Ar]\ 4s\ 3d\ 4p$

** $_{36}[Kr]\ 5s\ 4d\ 5p$

** $_{54}[Xe]\ 6s\ 4f\ 5d\ 6p$

** $_{86}[Rn]\ 7s\ 5f\ 6d\ 7p$

س / نشاط على كتابة التوزيع الإلكتروني . أكمل الجدول الآتي :

العنصر	طريقة الترميز الإلكتروني	طريقة الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)
$_{51}Sb$		
$_{75}Re$		
$_{65}Tb$		
$_{35}Br$		
$_{20}Ca$		
$_{38}Sr$		
$_{56}Ba$		
$_{87}Fr$		

استثناءات التوزيع الإلكتروني :

هناك بعض الاستثناءات في كتابة التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة الصحيحة للعناصر وخصوصا للعناصر بعد عنصر الفاناديوم (العدد الذري 25) :

مثال // الكروم $_{24}Cr$ و النحاس $_{29}Cu$ يكون التوزيع الإلكتروني لهما هو

$[Ar]\,4s^2\,3d^4$ $[Ar]\,4s^2\,3d^9$

حيث التوزيع الإلكتروني أعلاه هو غير صحيح

والصحيح هو

$[Ar]\,4s^1\,3d^5$ $[Ar]\,4s^1\,3d^{10}$

والسبب هو :

دائما حالة الأستقرار تتحقق في الأقلاك النصف ممتلئة والممتلئة s , d .

وتوجد أمثلة أخرى لعناصر لها استثناءات منها ($_{42}Mo$, $_{47}Ag$, $_{79}Au$, $_{74}W$, ...) .

الكترونات التكافؤ : الإلكترونات في مستوى الطاقة **الأخير** في الذرة , والتي تحدد الخواص الكيميائية لهذه الذرة .

مثال 1 / حدد إلكترونات التكافؤ في ذرة الكبريت ($_{16}S$) .

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني وهو : $[Ne]\,3s^2\,3p^4$

نلاحظ أن المستوى الأخير يحوي 6 إلكترونات فيكون عدد إلكترونات التكافؤ هي 6 إلكترونات .

مثال 2 / حدد إلكترونات التكافؤ في ذرة السيزيوم ($_{55}Cs$) .

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني وهو : $[Xe]\,6s^1$

نلاحظ أن المستوى الأخير يحوي 1 إلكترون فيكون عدد إلكترونات التكافؤ هو 1 إلكترون .

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس) : طريقة تمثيل إلكترونات التكافؤ حول رمز العنصر باستعمال النقط .

وكما يوضح الجدول الآتي :

الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للالكترونات

العنصر/رمزه	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	التمثيل النقطي للإلكترونات
الليثيوم Li	3	$1s^2\,2s^1$	Li·
البيريليوم Be	4	$1s^2\,2s^2$	·Be·
البورون B	5	$1s^2\,2s^2\,2p^1$	·$\dot{B}$·
الكربون C	6	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	·$\dot{C}$·
النيتروجين N	7	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	·$\dot{N}$·
الأكسجين O	8	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	:$\dot{O}$·
الفلور F	9	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	:$\dot{F}$·
النيون Ne	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	:Ne:

نشاط على الدرس الأول والثاني:

1. ما أقصى عدد من الإلكترونات نظريًا يمكن أن يوجد في أفلاك الذرة التي لديها أعداد الكم الرئيسة الآتية :

أ . 3 ج / 18 ج. 5 ج / 50 هـ. 7 ج / 98

2. أي عنصر له التوزيع الإلكتروني الممثل بترميز الغاز النبيل $[Rn]\,7S^1$ ؟

ج / الفرانسيوم Fr

3. ما عدد الإلكترونات التي تظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات لذرات العناصر الآتية :

أ . الكربون (العدد الذري = 4) ج / 4 , ج . الكالسيوم (العدد الذري = 20) ج / 2

ب. اليود (العدد الذري = 53) ج / 7 , د . الجاليوم (العدد الذري = 31) ج / 3

4. حدد العنصر الذي يمثل بالتوزيع الإلكتروني لكل مما يلي : (بالاستعانة بالجدول الدوري في نهاية الكتاب) .

أ . $1s^2\,2s^2\,2p^5$ **ج / F** $[Xe]\,6s^2\,4f^4$ **. ج ج / Nd**

ب. $[Ar]\,4s^2$ **ج / Ca** $[Kr]\,5s^2\,4d^{10}\,5p^4$ **. د ج / Te**

5. أي ترميز إلكتروني مما يلي يصف الذرة في حالة الإثارة ؟

a. $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

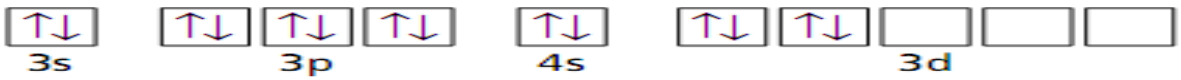
b. $[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$

c. $[Kr]\ 5s^2\ 4d^1$

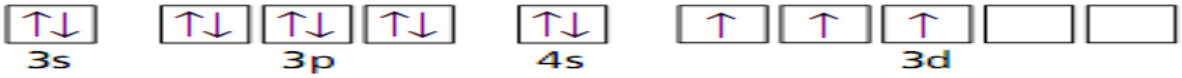
d. $[Ar]\ 4s^2\ 3d^8\ 4p^1$

6. أي رسوم مربعات الأفلاك الآتية صحيحة للذرة في حالة الاستقرار ؟

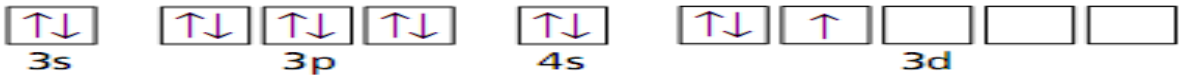
a.



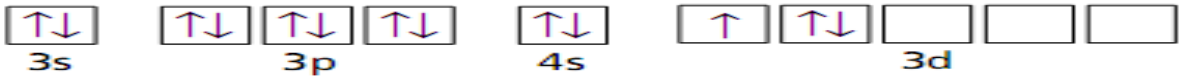
b.



c.



d.



7. في التوزيع الإلكتروني لعنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ يتم ملىء المستوى الفرعي 4S قبل 3d .

ج /

8. ما التوزيع الإلكتروني لذرة $_{29}X$:

ج /

9. ما اكبر عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يوجد في المستوى الفرعي 2P .

ج /

10. ما اكبر عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يوجد في المستوى الفرعي 4f .

ج /

11. استعن بقائمة العناصر للإجابة عن الأسئلة أدناه :

(الصوديوم عدده الذري 11 , الكروم عدده الذري 24 , البورون عدده الذري 5 , الأرجون عدده الذري 18, الكلور عدده الذري 17)

أ . ما العنصر الذي ينتهي مداره الأخير بالمستوى الفرعي S ؟ ج /

ب. لأيها سبعة إلكترونات تكافؤ ؟ ج /

ج. أيها يعد عنصرا انتقاليا ؟ ج /

د . أيها يمتلك التوزيع الإلكتروني $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^5$ ؟ ج /

هـ . أيها غاز نبيل ؟ ج /

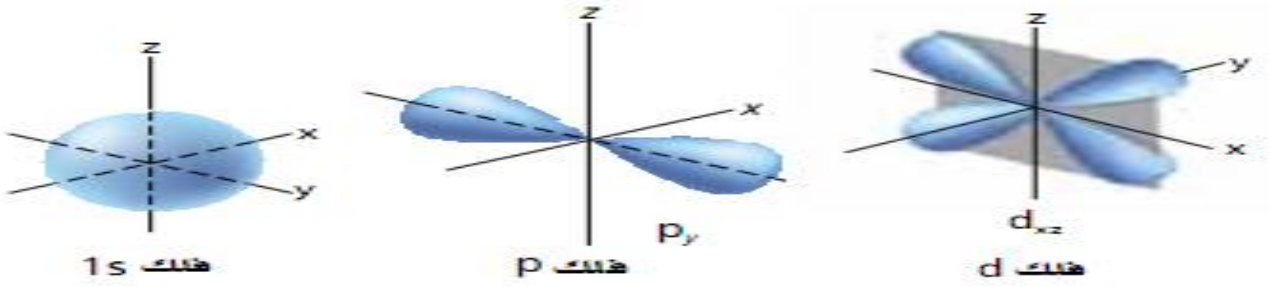
و . أكتب التوزيع الإلكتروني للكروم باستعمال الغاز النبيل ؟ ج /

12. أي من العبارات الآتية تعتبر خاصية لأوفباو ؟

أ . طاقة الأفلاك الثلاثة في المستوى 2P اقل من الفلك 2S . **ب. طاقة الفلك 2S تساوي طاقة الأفلاك الثلاثة في المستوى 2P**

ج. طاقة الأفلاك الثلاثة في المستوى 2P أعلى من الفلك 2S **د . طاقة الفلك 2S أعلى من طاقة الأفلاك الثلاثة في المستوى 2P**

13. صف أشكال الأفلاك الذرية الموضحة في الشكل الأتي وحدد اتجاهاتها.



ج / الفلك الأول كروي وهو المستوى الفرعي S , الفلك الثاني يتكون من فصين موجه على طول محور y وهو المستوى الفرعي P بينما الفلك الثالث فيتألف من جزأين في صورة فصين متعامدين يقعان في مستوى xy وهو المستوى الفرعي d .

14. ما عدد الاتجاهات المحتملة للأفلاك المتعلقة في كل مستوى فرعي مما يأتي :

أ . s ج / 1 , ب . P ج / 3 , ج. d ج / 5 , د . f ج / 7

15. الترتيب الصحيح لمستويات الطاقة الفرعية تبعا لزيادة طاقتها هو :

أ. 2S , 1S , 2P , 3S **ب. 2P , 2S , 1S** **ج. 3S , 3d , 4S** **د. 3S , 3P , 4S**

16. كل إلكترون يشغل الفلك الأقل طاقة المتوافر هو مبدأ :

أ. أوفباو **ب. باولي** **ج. هوند** **د. هايزنبرج**

17. كل إلكترون يشغل الفلك منفردا ثم تبدأ عملية الازدواج هو مبدأ :

أ. أوفباو **ب. باولي** **ج. هوند** **د. لافوازييه**

18. التوزيع الإلكتروني لذرة $_{29}Cu$:

أ. $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}$ **ب. $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^9$**

ج. $1S^2\ 2S^2\ 2P^5\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}$ **د. $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^{10}$**

19. كم عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة التي توزيعها الإلالكتروني : $[\ _{10}Ne\ ]\ 3S^2\ 3P^5$ ؟

أ. 3 **ب. 5** **ج. 7** **د. 21**

20.التوزيع الإلكتروني لذرة الذهب Au وعددها الذري 79 باستخدام ترميز الغاز النبيل هو :

أ. $[Xe]\ 6S^2\ 4f^{14}\ 5d^9$ **ب. $[Kr]\ 6S^1\ 5d^{10}\ 4f^{14}$**

ج. $[Xe]\ 6S^1\ 4f^{14}\ 5d^{10}$ **د. $[Kr]\ 6S^2\ 4f^{13}\ 5d^5$**

واجب على الدرس الثاني (التوزيع الالكتروني):

س1 / قارن بين المعلومات التي يمكن الحصول عليها من التمثيل النقطي للإلكترونات والمعلومات التي يمكن الحصول عليها من التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر ؟

.....

.....

.....

س2 / علل // لا يمثل التوزيع $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 4d^{10}\ 4P^2$ التوزيع الإلكتروني الصحيح للجرمانيوم Ge ؟ اكتب التوزيع الصحيح .

.....

.....

.....

الفصل الثاني : الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

الدرس الأول : تطور الجدول الدوري الحديث

تطور الجدول الدوري:

& قام مجموعة من العلماء بتطوير الجدول الدوري وهم :

أ. العالم لافوازييه (1743 – 1794 م):

قام بتجميع العناصر المعروفة آنذاك في قائمة واحدة تحوي 33 عنصرا موزعة على 4 فئات .

(الغازات 5 , الفلزات 17 , اللافلزات 6 , العناصر الأرضية 5) .

ب. العالم جون نيولاندز (1864 م):

1. رتب العناصر تصاعديا وفق الكتل الذرية.
2. لاحظ تكرار خواص العناصر لكل 8 عناصر .
3. وضع قانون الثمانيات .

العيوب (الأخطاء)

1. لم ينطبق قانون الثمانيات على جميع العناصر
2. وصف ترتيب العناصر كترتيب الانغام الموسيقية وهذا تعبير غير علمي .

علل1 / واجه قانون الثمانيات معارضة آنذاك ؟

ج / لأنه لم يكن ينطبق على العناصر المعروفة جميعها .

علل2 / لم يتقبل العلماء كلمة الثمانيات ؟

ج / لأنهم أعتبروا المقارنة الموسيقية تعبير غير علمي .

,,

ج. لوثر ماير (1830 – 1895 م):

1. برهن على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
2. رتب العناصر تصاعديا وفق الكتل الذرية.

العيوب (الأخطاء)

* وضع عناصر مختلفة في الخواص في نفس المجموعة .

,,

د. ديمتري مندليف (1834 – 1907 م):

1. برهن على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
2. رتب العناصر في جدولا دوريا تصاعديا وفقا لكتلها الذرية.
3. تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها.

العيوب (الأخطاء)

* وضع عناصر مختلفة في الخواص في نفس المجموعة

علل / حظي مندليف بسمعة أكثر من ماير ؟

ج / لأن قام بنشر دراسته أولا .

,,

هـ. هنري موزلي (1887 – 1915 م):

1. أكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه (العدد الذري).
2. رتب العناصر تصاعديا وفق العدد الذري مما نتج عنه نموذج لدوريه خواص العناصر .

علل3 / رتب العالم موزلي العناصر في الجدول الدوري تصاعديا وفق اعدادها الذرية ؟

ج / لأنه اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد محدد وفريد من البروتونات في انويتها .

تدرج الخواص : ترتيب العناصر وفق تزايد أعدادها الذرية , بحيث يؤدي الى تدرج في خواص هذه العناصر .

س // ما أهمية الجدول الدوري ؟

1. أهم الأدوات التي يستخدمها الكيميائيون .

2. يعد مرجعا مهما لفهم خواص العناصر , والتبؤ بها .

3. تنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

الجدول الدوري الحديث :

المجموعات : الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري وعددها 18 .

الدورات : الصفوف الأفقية في الجدول الدوري وعددها 7 .

العناصر المثالية (الرئيسية): عناصر المجموعات 1 و 2 و 13 – 18 في الجدول الدوري الحديث وتتمثل فيها بشكل واضح الخواص الفيزيائية والكيميائية .

الفلزات : العناصر التي توجد في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة وهي موصلة جيدة للحرارة والكهرباء وتكون بشكل عام لامعة وقابلة للطرق والسحب .

العناصر (الفلزات) القلوية : عناصر المجموعة 1 , وتوجد على يسار الجدول الدوري وجميعها فلزات ما عدا الهيدروجين .

*عناصر المجموعة 1 هي :(الهيدروجين H , الليثيوم Li , الصوديوم Na , البوتاسيوم K , الروبيديوم Rb , السيزيوم Cs , الفرانسيوم Fr)

علل / عناصر المجموعة الأولى عادة ما تكون موجودة في الطبيعة على هيئة مركبات مع عناصر أخرى ؟

ج / لشدة نشاطها .

& من الفلزات القلوية الشائعة (الصوديوم Na وهو احد مكونات ملح الطعام) ,, (الليثيوم Li يستخدم في صناعة البطاريات).

علل / يستخدم الليثيوم Li في صناعة البطاريات ؟

ج / لأن طاقة تأينة منخفضة وبالتالي يفقد إلكترون التكافؤ بسهولة , فينتج طاقة كهربائية أكبر .

الفلزات القلوية الأرضية : عناصر المجموعة 2 في الجدول الدوري .

* عناصر المجموعة 2 هي (البريليوم Be , المغنيسيوم Mg , الكالسيوم Ca , السترانشيوم Sr , الباريوم Ba , الراديوم Ra) .

& سريعة التفاعل

& يعد عنصر الكالسيوم Ca والماغنيسيوم Mg من المعادن المفيدة لصحة الجسم .

علل / يستخدم الماغنيسيوم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية ومنها الحواسيب المحمولة ؟

ج / لأنه صلب ووزنه خفيف نسبيا .

العناصر الأنتقالية : العناصر التي توجد في المجموعات من 3 الى 12 في الجدول الدوري وتقسم الى فلزات انتقالية وفلزات انتقالية داخلية.

& وتقسم العناصر الانتقالية الى :

أ. الفلزات الأنتقالية : عناصر المجموعات من 3 الى 12 وتنتمي الى فئة d في الجدول الدوري .

ب. **الفلزات الأنتقالية الداخلية :** العناصر الأنتقالية التي تنتمي الى الفئة f في الجدول الدوري , وتتميز بأن أفلاك 5f , 4f تكون ممتلئة أو ممتلئة جزئيا , وتضم سلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات .

اللافلزات : عناصر تكون بشكل عام إما غازات أو مواد صلبة معتمة أو لامعة , وضعيفة التوصيل للحرارة والكهرباء .

خواصها :

* توجد في الجزء العلوي الأيمن من الجدول الدوري.

* يعد البروم Br اللافلز الوحيد السائل عند درجة حرارة الغرفة .

* يعد الأوكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الأنسان (يشكل 65% من كتلته).

الهالوجينات : عناصر نشطة كيميائيا توجد في المجموعة 17 في الجدول الدوري .

تسمى الهالوجينات بـــ منتجات الأملاح

عناصر الهالوجينات هي (الفلور F , الكلور Cl , البروم Br , اليود I) .

علل / تضاف المركبات التي تحتوي على الفلور الى معجون الأسنان وماء الشرب ؟

ج / لحماية الأسنان من التسوس .

تتميز الهالوجينات بأن المستوى الفرعي الأخير لها هو np^5 .

الغازات النبيلة : عناصر المجموعة 18 الخاملة جدا في الجدول الدوري .

عناصر الغازات النبيلة هي (الهيليوم He , النيون Ne , الأرجون Ar , الكريبتون Kr , الزينون Xe , الرادون Rn)

علل / تسمى عناصر المجموعة 18 في الجدول الدوري بالخاملة جدا ؟

ج / لإكتمال مستوى الطاقة الخارجي بالإلكترونات .

* تستخدم الغازات النبيلة في المصابيح الكهربائية وإشارات (لوحات) النيون .

أشباه الفلزات : العناصر التي لها الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من الفلزات واللافلزات .

& السيليكون Si و الجيرمانيوم Ge من أشباه الفلزات المهمة المستخدمة بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية , كما يستخدم السيليكون في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع .

علل / يستخدم السيليكون في صناعة ربوت آلي على صورة سمكة ؟

ج / لأن راتنج السيليكون يصبح لينا في الماء فيكون الربوت قادر على السباحة في الماء مثل السمكة.

مراجعة على الدرس الأول (تطور الجدول الدوري) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري ؟
ج / مستويات الطاقة الفرعية التي تُعبأ بالإلكترونات .
2. صل كل بند في العمود الأيمن بما يناسبه من المجموعات في العمود الأيسر :

A. العناصر القلوية ( )	1. المجموعة 18
B. الهالوجينات ( )	2. المجموعة 1
C. العناصر القلوية الأرضية ( )	3. المجموعة 2
D. الغازات النبيلة ( )	4. المجموعة 17

3. صنف العناصر الآتية إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات .
أ . الأوكسجين ( ) , ب. الباريوم Ba ( ) , ج . الجرمانيوم Ge ( ) , د . الحديد Fe ( )
4. ما الرمز الكيميائي لكل من العناصر الآتية :
أ . فلز يستخدم في مقياس الحرارة . // ج
ب. غاز مشع يستخدم للتنبؤ بحدوث هزات أرضية , والغاز النبيل ذي الكتلة الذرية الكبرى . // ج

ج . يستخدم لطلاء علب المواد الغذائية , فلز يوجد في المجموعة 14 وله اقل كتلة ذرية في المجموعة . ج //

د . عنصر انتقالي يستخدم في صناعة الخزائن المضادة للسرقة واسمه اسم قطعة معدنية . ج //

نشاط على الدرس الأول (تطور الجدول الدوري):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. العالم الذي اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من الإلكترونات سماه العدد الذري هو :

أ. جون نيولاندز ب. هنري موزلي ج. ديمتري مندليف د. لوثر ماير

2. العالم الذي تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها هو :

أ. نيولاندز ب. مندليف ج. لوثر ماير د. موزلي

3. عنصر من أشباه الفلزات يستخدم بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب :

أ. B ب. Ge ج. Mg د. Ne

4. قام العالم موزلي بترتيب العناصر في الجدول الدوري تبعا لـ :

أ. الزيادة في النشاط الكيميائي للعناصر ب. الزيادة في الكتلة الذرية

ج. الزيادة في عدد البروتونات د. الصفة الفلزية واللافلزية

5. ما العالم الذي رتب العناصر الكيميائية في جدولا دوريا تصاعديا وفقا لكتلها الذرية ؟

أ. نيولاندز ب. موزلي ج. مندليف د. ماير

6. تسمى عناصر الفئة d عناصر :

أ. مثالية ب. نبيلة ج. انتقالية داخلية د. انتقالية

7. الهالوجينات تتميز بأن المستوى الفرعي الأخير هو :

أ. np^6 ب. np^3 ج. np^5 د. np^4

8. أيَ عنصر مركباته تضاف الى معجون الأسنان وماء الشرب ؟

أ. الكلور ب. الفلور ج. البروم د. اليود

9. الفئة التي تشتمل على الفلزات الانتقالية الداخلية :

أ. f ب. d ج. p د. s

10. ما العنصر الذي يستخدم في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع .

أ. السيليكون ب. الفلور ج. الكلور د. الجرمانيوم

11. ما اسم عناصر المجموعات من 3 الى 12 التي تتوسط الجدول الدوري الحديث ؟

أ. المثالية ب. النبيلة ج. الانتقالية الداخلية د. الانتقالية

12. ما عدد أفلاك d النصف ممتلئة لذرة بها 8 إلكترونات في المستوى الفرعي d ؟

أ. 4 ب. 3 ج. 2 د. 1

الدرس الثاني (تصنيف العناصر) :

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني :

& يمكن معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث .

علل / لماذا تكون عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في خواصها الكيميائية ؟

ج / لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه .

علل / يقسم الجدول الدوري الى اربع فئات f , d , p , s ؟

ج / لوجود أربعة مستويات طاقة فرعية (s , p , d , f) . تحتوي إلكترونات التكافؤ .

تحديد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة :

ملاحظة هامة جدا :

أ. عند تحديد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة يجب كتابة التوزيع الإلكتروني أولا .

ب. نستخرج رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة من مستوى الطاقة الأخير في التوزيع الإلكتروني.

1. عناصر الفلك S (تضم عناصر المجموعة 1 و 2 والهيليوم في الجدول الدوري الحديث) :

$$n\,s^{1-2}$$

(عدد إلكترونات التكافؤ) رقم المجموعة — الفئة — رقم الدورة (رقم مستوى الطاقة الأخير)

مثال1 // حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الليثيوم $_{3}Li$ ؟

ج // نكتب التوزيع الإلكتروني لليثيوم : $_{3}Li : 1S^2\ 2S^1$

رقم الدورة = 2

رقم المجموعة = 1

الفئـــة S

مثال2 / حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الكالسيوم $_{20}Ca$ ؟

ج // نكتب التوزيع الإلكتروني للكالسيوم : $_{20}Ca : [\ Ar\ ]\ 4S^2$

رقم الدورة = 4

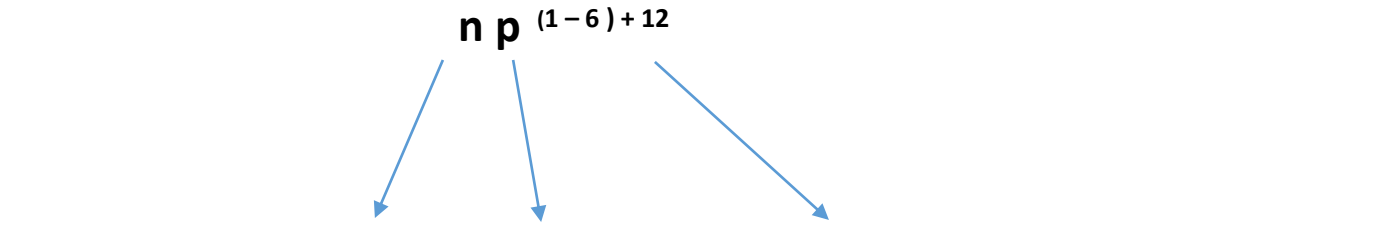
رقم المجموعة = 2

الفئـــة S

علل / فئـــة s تشتمل على مجموعتين فقط ؟

ج / لأن أفلاك s تتسع لإلكترونين على الأكثر .

2. عناصر الفلك P (نهاية التوزيع الإلكتروني P):



مثال3 / حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الفلور $_{9}F$ ؟

ج // نكتب التوزيع الإلكتروني للفلور : $_{9}F : 1S^2\ 2S^2 2P^5$

رقم الدورة = 2

رقم المجموعة = 17 (عدد إلكترونات التكافؤ في P + 12)

الفئـــة P

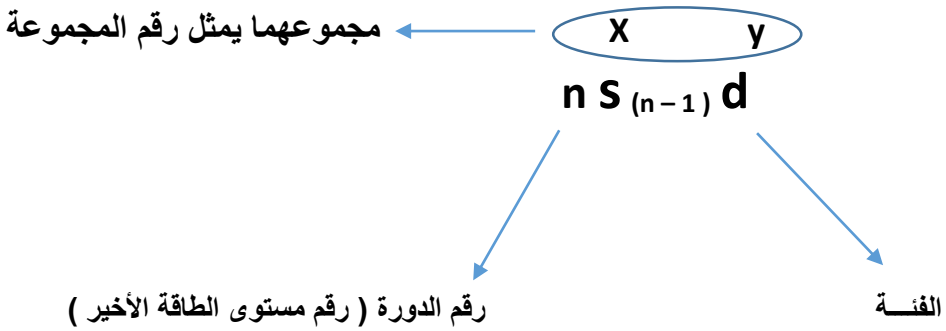
علل / لا توجد عناصر من الفئــة p في الدورة الأولى ؟

ج / لأن مستويات p الفرعية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول n = 1

علل / عناصر الفئــة p تمتد على مدى 6 مجموعات ؟

ج / لأن أفلاك p تتسع لـ 6 إلكترونات على الأكثر .

3. عناصر الفلك d :



مثال / حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الكروم $_{20}Cr$ ؟

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني للكروم : $_{20}Cr : 1S^2\ 2S^2 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^1\ 3d^5$

رقم الدورة = 4

رقم المجموعة = 6

الفئـــة d

علل / فئــة d تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري ؟

ج / لأن أفلاك d الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات .

4. عناصر الفلك f :

تشتمل فئــة f على الفلزات الانتقالية الداخلية وتتميز عناصرها بامتلاء المدار الفرعي s الخارجي , وامتلاء أو شبه امتلاء أفلاك 4f و 5f.

علل / يتسع الفلك f لــ 14 إلكترونا كحد أقصى .

ج / لوجود 7 أفلاك في المستوى الفرعي f .

ملاحظات هامة :

1. الدورة رقم 1 تحتوي على عناصر الفئــة s فقط .
2. الدورة رقم 2 و 3 تحتوي على عناصر الفئــة s و p .
3. الدورة رقم 4 و 5 تحتوي على عناصر الفئــة s و p و d .
4. الدورة رقم 6 و 7 تحتوي على عناصر الفئــة s و p و d و f .

مراجعة على الدرس الثاني (تصنيف العناصر) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارا ؟ ج // ns^2np^6 حيث n هو مستوى الطاقة
2. ما علاقه مستوى طاقة إلكترون التكافؤ برقم دورة العنصر في الجدول الدوري؟ ج // مستوى طاقة إلكترون التكافؤ يساوي رقم الدورة
3. حدد المجموعة والدورة والفئة للعناصر الآتية :

التوزيع الالكتروني	المجموعة	الدورة	الفئة
$[Kr]\ 5s^2\ 4d^1$			
$[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$			
$[He]\ 2s^2\ 2p^6$			
$[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$			

4. أملأ الفراغ في الجدول الأتي :

الدورة	المجموعة	رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
3		Mg	$[Ne]3s^2$
4	14	Ge	
	12	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$
2	1		$[He]2s^1$

5. فلز النيوديميوم $_{60}Nd$ يستخدم في صناعة سماعات الستيريو , لأنها قوية وخفيفة . اكتب التوزيع الإلكتروني له وحدد إلى أي فئة ينتمي ؟

ج //

6. العالم الذي رتب العناصر الكيميائية في جدولا دوريا تصاعديا وفقا لكتلها الذرية ؟

ج //

7. إلى أنواع من الفلزات ينتمي كل من المغنيسيوم والكالسيوم ؟ ج //

8. علل / تعد عناصر المجموعة الأولى في الجدول الدوري الحديث لينة ؟

ج // لاحتوائها على إلكترون واحد في مدارها الخارجي يسهل نزعه (فقدانه).

9. ما مجموعة الذرة ذات التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^3$ في الجدول وفئتها ؟

ج //

10. أكمل الجدول الأتي :

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	المجموعة	نوع العنصر
$_{12}Mg$	التمثيل النقطي				
$_{19}K$	اقرب غاز نبيل				
$_{9}F$	رسم الأفلاك				

11. ثلاثة عناصر ($_{16}Z$, $_{9}Y$, $_{19}X$) .

أ . اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من :

i . Z (باستعمال الترميز الإلكتروني).

.....

.....

ii . Y (باستعمال رسم مربعات الأفلاك).

.....

.....

iii . X (باستعمال ترميز الغاز النبيل).

.....

ب. ارسم التمثيل النقطي (لويس) للعنصر Z : .....

ج . أي العناصر ينتمي إلى الفلزات القلوية : .....

د . ما فئة العنصر Y : .....

هـ . أي من بين العناصر الثلاثة يقع في المجموعة 16 والدورة 2 ؟ .....

12. كم عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة التي توزيعها الإلكتروني : $[Ne]\ 3S^2\ 3P^5$ ؟

ج //

13. أشباه الفلزات في الجدول الدوري توجد فقط في :

ج //

14. ما المجموعة التي تحتوي على لا فلزات فقط ؟

ج //

15. عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس :

ج //

نشاط على الدرس الثاني (تصنيف العناصر):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. ما مجموعة الذرة ذات التوزيع الإلكتروني $[{}_{18}Ar]\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^3$ في الجدول وفئتها ؟

أ. مجموعة 13 , الفئـة d ب. مجموعة 13 , الفئـة p ج. مجموعة 15 , الفئـة d د. مجموعة 15 , الفئـة p

2. ما مجموعة الذرة ذات التوزيع الإلكتروني $[{}_{18}Ar]\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4P^1$ في الجدول وفئتها ؟

أ. مجموعة 13 , الفئـة p ب. مجموعة 13 , الفئـة d ج. مجموعة 1 , الفئـة p د. مجموعة 1 , الفئـة d

3. عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس :

أ. الخواص الفيزيائية ب. التوزيع الإلكتروني ج. عدد الإلكترونات د. عدد إلكترونات التكافؤ

4. عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة $N_{\ 7}$:

أ. 2 ب. 3 ج. 1 د. 5

س2 / عنصر A ينتهي توزيعه الإلكتروني $3P^2$, أوجد :

1. العدد الذري للعنصر : .....

2. التوزيع الإلكتروني للعنصر (طريقة مربعات الأفلاك) .

.....

.....

3. رقم الدورة : ..... 4. رقم المجموعة : .....

5. فئـة العنصر : ..... 6. عدد الإلكترونات المنفردة : .....

7. عدد إلكترونات التكافؤ : ..... 8. رمز لويس للعنصر : .....

س3 / أكمل البيانات المطلوبة في الجدول الآتي :

المطلوب	$_{12}X$	$_{9}Y$
التوزيع الإلكتروني بطريقة الترميز الإلكتروني		
التوزيع الإلكتروني بطريقة مربعات الأفلاك		
رقم الدورة		
رقم المجموعة		
الفئــة		
نوع العنصر (فلز – لافلز – شبه فلز – غاز نبيل)		
عدد إلكترونات التكافؤ		

الدرس الثالث (تدرج خواص العناصر):

حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني , ويعرف الحجم الذري بمقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها .

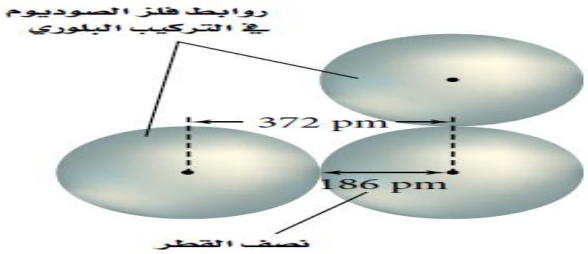
* يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات .

1. نصف قطر الذرة :

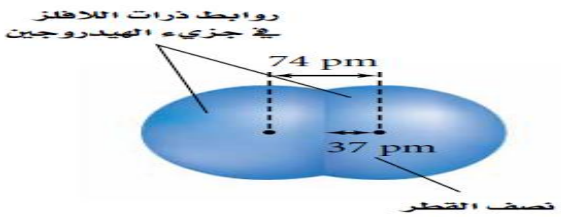
نصف القطر للفلزات : نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر .

نصف القطر للافلزات : نصف المسافة بين الأنوية المتطابقة والمتحدة كيميائيا بروابط فيما بينها .

* تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات .



نصف قطر الفلز هو المسافة بين ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري.



يتحدد نصف القطر لذرات اللافلزات من جزيء لذرتين متجاورتين

$$1\ pm = 10^{-12}\ m$$

*** تدرج خواص العناصر عبر الدورات :**

علل / يقل نصف القطر (الحجم الذري) تدريجيا كلما انتقلنا في الدورة من اليسار الى اليمين ؟

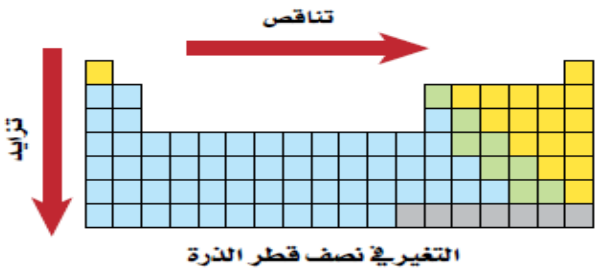
ج / بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة لنفس المستوى الرئيسي فيزداد التجاذب بين النواة الموجبة وإلكترونات التكافؤ فيقل الحجم الذري.

علل / يزداد نصف القطر (الحجم الذري) تدريجيا كلما انتقلنا في المجموعة الواحدة من أعلى الى اسفل ؟

ج / بسبب زيادة حجم المستويات الخارجية مع زيادة رقم المستوى الرئيسي أو دخول مستويات جديدة .

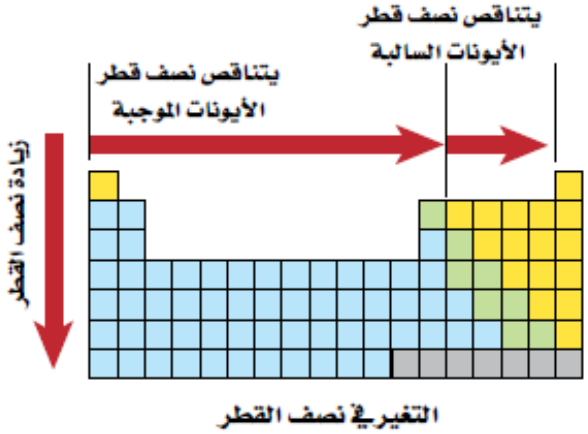
علل / الفلزات أكبر حجما من اللافلزات .

ج / لأن الفلزات تقع على يسار الجدول أما اللافلزات فتقع على يمين الجدول وكلما اتجهنا نحو اليمين تزداد الشحنة الموجبة للنواة وتزداد قوة الجذب ويقل الحجم .



التغير في نصف قطر الذرة

2. نصف قطر الأيون :



الأيون : ذرة أو مجموعة من ذرات مترابطة تحمل شحنة موجبة أو سالبة .

ملاحظة هامة 1 : دائما حجم الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته المتعادلة .

علل / نصف قطر الأيون الموجب أقل من حجم ذرته المتعادلة .

ج / بسب فقد مدار خارجي نتيجة فقد الإلكترونات فيقل التنافر الكهروستاتيكي بين ما تبقى من الإلكترونات وتزداد قوة التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات المتبقية فيقل حجم الأيون .

س / لديك الأيونات (K^{+} , Ca^{2+} , Al^{3+}) , أيَ الأيونات أكبر حجم ذري (نصف قطر) ولماذا .

ج / الأكبر في الحجم الذري (نصف القطر) هو الأيون ذو الشحنة الموجبة الأقل .

حيث بسبب زيادة الشحنة الموجبة على الأيون (Al^{3+}) فيكون حجمه أصغر نتيجة زيادة قوة التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات السالبة فيقل الحجم الذري .

علل / لماذا يزداد نصف قطر الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال الى أسفل المجموعة ؟

ج / بسبب زيادة حجم المستويات الخارجية مع زيادة رقم المستوى الرئيسي أو دخول مستويات جديدة .

علل / نصف قطر K^{+} أكبر من نصف قطر Ca^{2+} ؟

ج / بسبب زيادة الشحنة الموجبة على Ca^{2+} أكثر من K^{+} فيكون حجم Ca^{2+} أصغر نتيجة زيادة قوى الترابط والتجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات السالبة .

س / أيهما أصغر (T^{1+} , T) من حيث نصف القطر ولماذا ؟

ج / T^{1+} أصغر من T لأن :

T^{1+} فقد إلكترون تكافؤ من مدار خارجي مما يسبب نقصان نصف القطر (الحجم الذري)

فيقل التنافر الكهروستاتيكي بين ما تبقى من الإلكترونات وتزداد قوة التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات المتبقية فيقل نصف قطره .

ملاحظة هامة 2 : دائما حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة .

علل / نصف قطر الأيون السالب أكبر من حجم ذرته المتعادلة ؟

ج / بسبب زيادة قوة التنافر بين إلكترونات التكافؤ عند إضافة إلكترون أو أكثر للذرة فيزداد حجم الأيون السالب .

س / لديك الأيونين (Cl^{-} , S^{2-}) , أيَ الأيونات أكبر حجم ذري (نصف قطر) ولماذا .

ج / الأكبر نصف قطر (حجم ذري) هو الأيون ذو الشحنة السالبة الأكبر .

بسبب زيادة الشحنة السالبة على الأيون (S^{2-}) فيكون حجمه أكبر نتيجة زيادة قوة التنافر بين إلكترونات التكافؤ

عند إضافة إلكترون أو أكثر فيزداد حجم الأيون السالب .

علل / حجم أيون البروميد Br^- أكبر من حجم ذرة البروم Br .

ج / بسبب زيادة قوة التنافر بين إلكترونات التكافؤ عند إضافة إلكترون أو أكثر للذرة فيزداد حجم الأيون السالب .

س / أيهما أكبر (Na^{1+} , Cl^-) من حيث نصف القطر ولماذا ؟

ج / Cl^- أكبر من Na^{1+} لأن :

Na^{1+} فقد إلكترون التكافؤ ففقد مدار خارجي مما يسبب زيادة قوة التجاذب بين النواة الموجبة والإلكترونات المتبقية

فيقل حجم الأيون, بينما Cl^- اكتسب إلكترون فيزداد حجمه بسبب التنافر بين الإلكترون والألكترونات الخارجية فتدفعها للخارج .

3. طاقة التأين : الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة في الحالة الغازية .

علل / تزداد طاقة التأين الأولى عند الانتقال من اليسار الى اليمين في الدورات .

ج / نتيجة الزيادة في شحنة النواة لكل عنصر فتزداد قوة التجاذب بين النواة الموجبة وإلكترونات التكافؤ لذلك تحتاج الى طاقة أكبر .

علل / تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال الى أسفل في المجموعات .

ج / نتيجة زيادة حجم الذرة فتبتعد إلكترونات التكافؤ عن تأثير الشحنة الموجبة للنواة فيقل الترابط

بين الإلكترونات فيسهل فقد الذرة للإلكترونات بأقل طاقة تأين .

علل / تتناسب قيمة طاقة التأين عكسيا مع نصف قطر الذرة ؟

ج / كلما زاد نصف القطر تبتعد إلكترونات التكافؤ عن تأثير الشحنة الموجبة للنواة

فيقل الترابط بين الإلكترونات فيسهل فقد الذرة للإلكترونات بأقل طاقة تأين .

علل / طاقة التأين الثالثة لـ $_{12}Mg$ أكبر من طاقة التأين الثالثة لـ $_{13}Al$ ؟

ج / $_{12}Mg : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2$,, $_{13}Al : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^1$

من التوزيع الإلكتروني فأنه في حالة Mg يتم نزع الإلكترون الثالث من مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات (مستوى داخلي) فتزداد طاقة التأين , بينما في حالة Al فيتم نزع الإلكترون الثالث من إلكترونات التكافؤ الخارجية البعيدة عن تأثير النواة الموجبة فتقل طاقة التأين .

علل / يشكل الأيون Li^+ بسهولة , بينما يصعب تشكيل Li^{2+} ؟

ج / لأن Li^+ يميل لفقدان إلكترون من مداره الأخير حتى يصبح مستقر وتوزيعه مثل الغاز النبيل , بينما Li^{2+} سيكون فقدان الإلكترونات من مدار (مستوى داخلي) مكتمل فنحتاج الى طاقة عالية لإنتزاع إلكتروناته الداخلية .

قاعدة الثمانية : الذرات تسعى الى اكتساب الإلكترونات أو خسارتها أو المشاركة بها لكي تكتسب التركيب الإلكتروني للغاز النبيل .

فائدة قاعدة الثمانية :

& تحديد نوع الأيون الذي ينتجه العنصر

* لا تنطبق قاعدة الثمانية على عناصر الدورة الأولى لأنها تحتاج الى إلكترونين فقط .

ملاحظات هامة :

1. العناصر التي على يمين الجدول الدوري تكتسب الإلكترونات حتى تحصل على التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل ولهذا تنتج هذه العناصر أيونات سالبة .

2. العناصر التي على يسار الجدول الدوري تفقد الإلكترونات حتى تحصل على التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل ولهذا تنتج هذه العناصر أيونات موجبة .

علل / يلجأ الغواصون الى استخدام خليط هليوكس – أوكسجين مخفف بالهيليوم .

ج / لأن طاقة تأين الهيليوم العالية لا تسمح بالتفاعل الكيميائي مع الدم .

4. <u>الكهروسالبية :</u> خاصية تشير الى قدرة ذرات العناصر على جذب الإلكترونات عند تكوين الرابطة الكيميائية .

*** الفلور F أكبر العناصر كهروسالبية (3.98) في الجدول الدوري الحديث .**

*** السيزيوم Ce , الفرانسيوم Fr أقل العناصر كهروسالبية .**

علل / تزداد الكهروسالبية عند الانتقال من اليسار الى اليمين عبر الدورة .

ج / بسبب صغر حجم ذرات العناصر فتزداد قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات في الرابطة الكيميائية .

علل / تقل الكهروسالبية عند الانتقال من أعلى الى أسفل المجموعة ؟

ج / بسبب ازدياد حجم ذرات العناصر فتقل قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات في الرابطة الكيميائية .

علل / لماذا لم يتم وضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة ؟

ج / لأنها على درجة كبيرة من الأستقرار ومن غير المحتمل أن تقوم بتكوين المركبات .

<u>مراجعة على الدرس الثالث (تدرج خواص العناصر) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :</u>

1. بيّن أيهما له اكبر قيمة لكل مما يأتي : الفلور أم البروم :

أ . الكهروسالبية ( ) , ب. نصف قطر الايون ( ) , ج . نصف قطر الذرة ( ) , د . طاقة التأين ( )

2. لماذا نحتاج إلى طاقة لإزالة الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم اكبر من الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الرابع من ذرة الكربون ؟

ج // لأن الإلكترون الثاني الذي ينتزع من الليثيوم وهو من الإلكترونات الداخلية وليس من إلكترونات التكافؤ , في حين أن الإلكترون الرابع الذي ينتزع من الكربون هو إلكترون تكافؤ.

3. أيَ العناصر الآتية : المغنيسيوم $_{12}Mg$, الكالسيوم $_{20}Ca$, البريليوم $_{4}Be$, نصف قطر أيونه اكبر ؟ وأيها نصف قطر أيونه اصغر ؟ وما الخاصية التي تفسر ذلك ؟

.....

.....

.....

4. حدد أي من العنصرين له اكبر طاقة تأين في كل من الأزواج الآتية ؟

أ . $_{7}N$ و $_{3}Li$ ج //

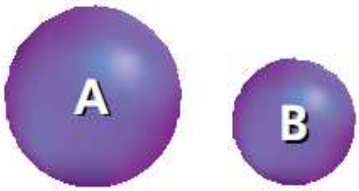
ب. $_{10}Ne$ و $_{36}Kr$ ج //

ج. $_{3}Li$ و $_{55}Cs$ ج //

5. فسر لماذا لا يتبع غازا الهيدروجين والهيليوم قاعدة الثمانية ؟

ج // يعرف التوزيع الإلكتروني ns^2np^6 بتوزيع الثمانية , لكن يحتوي كل من الهيدروجين والهيليوم على مستوى طاقة واحد يكتمل بوجود إلكترونين من إلكترونات التكافؤ فقط .

6. استخدم الشكل الأتي للإجابة عن الأسئلة الآتية . <u>فسر إجابتك.</u>



أ. إذا كانت A تمثل أيونا , و B تمثل ذرة للعنصر نفسه. فهل يكون الايون موجبا او سالبا ؟

.....

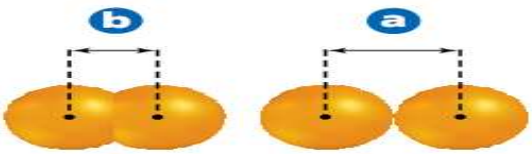
ب. إذا كان A و B يمثلان نصفي قطر الذرة لعنصرين في الدورة نفسها , فما ترتيبهما ؟

.....

ج . إذا كان A و B يمثلان نصفي قطري أيونين لعنصرين في المجموعة نفسها , فما ترتيبهما ؟

.....

7. يمثل الشكل الأتي طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون , صف كل طريقة , واذكر متى تستخدم كل منهما ؟



ج //

.....

.....

.....

8. التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو $[Ne]\ 3S^2\ 3P^5$ وعندما يكتسب إلكترونا يصبح توزيعه الإلكتروني $[Ne]\ 3S^2\ 3P^6$, وهو التوزيع للأرجون . فهل تغيرت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون ؟ فسر إجابتك.

.....

.....

9. مادة اللكسان هي إحدى المواد البلاستيكية التي تحتوي على جزيئات من عناصر الكلور $_{17}Cl$ والكربون $_{6}C$ والأوكسجين $_{8}O$. رتب هذه العناصر <u>تنازليا</u> حسب نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون .

.....

.....

10. لماذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة ؟

ج // لا يوجد للذرة نهاية محددة .

11. أيهما أكثر كهروسالبية : عنصر السيزيوم $_{55}Cs$ في المجموعة **1** , أم البروم $_{35}Br$ في المجموعة **17** ؟ ولماذا ؟

.....

.....

12. أي عنصر في الأزواج الآتية له كهروسالبية أعلى :

أ . $_{33}As$ أو $_{19}K$ ج //

ب. $_{51}Sb$ أو $_{7}N$ ج //

ج . $_{4}Be$ أو $_{38}Sr$ ج //

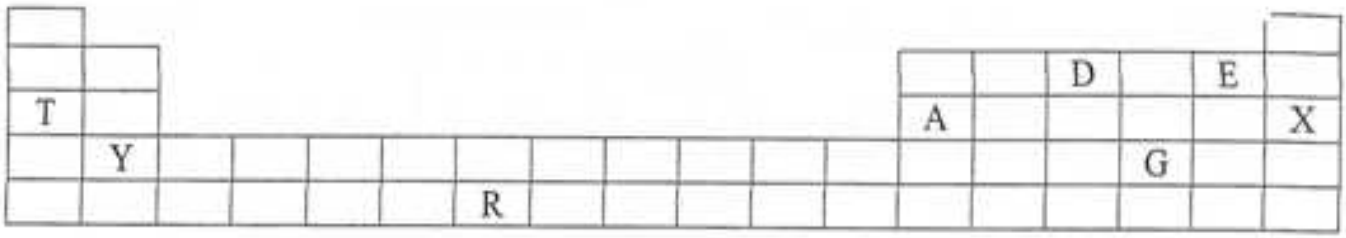
13. التركيب الإلكتروني لأيون S^{2-} يشابه التركيب الإلكتروني لأيون :

أ . O^{2-} ب . F^{-} ج . Cl^{-} د . Fe^{2+}

14. الأعلى جهد تأين فيما يلي هو :

أ . Na^{+} ب . Mg^{2+} ج . Na د . Ca

15. تأمل مخطط الجدول الدوري الذي أمامك ,



ثم حدّد :

1. العدد الذري للعنصر **R** : .....

2. فلز قلوي أرضي : .....

3. غاز نبيل : .....

4. عنصر من فئة **P** : .....

5. أعلى عنصر كهروسالبية : .....

6. أقل عنصر له طاقة تأين : .....

7. عنصر يفقد إلكترونين ليصبح عدده الذري مساويًا للعنصر **X** : .....

16. تأمل مخطط الجدول الدوري الذي أمامك ,

ثم حدّد :

1. ينتمي للأشباه الفلزات : ..... **2.** ينتمي للعناصر الانتقالية : .....

3. أكبر العناصر كهروسالبية : ..... **4.** ينتمي للغازات النبيلة : .....

5. عدد الذري يساوي **17** : .....

6. أيهما اكبر حجما **Mg** أم **Si** ..... ولماذا :

السبب :

.....

.....

نشاط على الدرس الثالث (تدرج خواص العناصر):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. عنصر A عدده الذري 8 وآخر B عدده الذري 12 , إحدى العبارات التالية صحيحة :

أ. العنصران يقعان في الدورة نفسها ب. العنصران لهما نفس عدد إلكترونات التكافؤ

ج. العنصر A يكون أيون موجب والآخر يكون أيون سالب د. نصف قطر ذرة العنصر B أكبر من نصف قطر الآخر

2. العناصر التي لها أكبر حجم ذري في الجدول الدوري للعناصر :

أ. الفلزات ب. الغازات النبيلة ج. الهالوجينات د. اللافلزات

3. حجم الأيون الموجب :

أ. أكبر من حجم ذرته ب. أصغر من حجم ذرته ج. يساوي حجم ذرته د. يساوي حجم الأيون السالب

4. الذرة التي لها أعلى طاقة تأين أول بين الذرات التالية :

أ. $_{19}K$ ب. $_{35}Br$ ج. $_{36}Kr$ د. $_{26}Fe$

5. العنصر الذي له أكبر طاقة تأين ثانية هو :

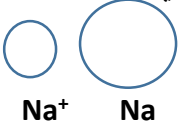
أ. $_{12}Mg$ ب. $_{20}Ca$ ج. $_{11}Na$ د. $_{13}Al$

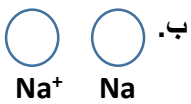
6. أيَ البدائل الآتية يصف تدرج الكهروسالبية في الجدول الدوري للعناصر ؟

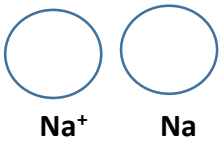
أ. تتناقص بزيادة العدد الذري في الدورة ب. تزداد بزيادة العدد الذري في المجموعة

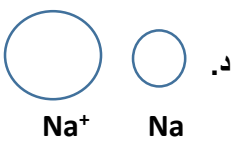
ج. تزداد بزيادة العدد الذري في الدورة د. لا تتأثر بتغير العدد الذري

7. أيَ الأشكال الآتية يمثل حجم ذرة الصوديوم وأيونها ؟

أ. 

ب. 

ج. 

د. 

8. الأيون الأكبر حجما فيما يلي هو :

أ. $_{17}Cl^{-}$ ب. $_{16}S^{2-}$ ج. $_{15}P^{3-}$ د. $_{20}Ca^{2+}$

س2 / اعتمادا على مواقع العناصر في الجدول الدوري الاتي , اجب عن الاسئلة التي تليه :

H																
Q	E															
A	M															
							X									

1. أي العناصر : B او M ام A له طاقة تأين ثانية أعلى ؟

ج /

2. أي العناصر : Q ام H ام A له أعلى طاقة تأين أولى ؟

ج /

Z3. ما شحنة الايون الاكثر استقرارا للعنصر E ؟

ج /

4. أي العناصر : A ام M ام Q له اكبر نصف قطر ذري ؟

ج /

5. أي العناصر : R ام M ام Z له أعلى كهروسالبية ؟

ج /

6. أي العناصر : Y ام M ام A له نصف قطر ايون اكبر ؟

ج /

7. أي العناصر تستطيع نظرية بور تفسير طيفه الخطي ؟

ج /

8. ما العنصر الذي ينتمي للعناصر الانتقالية ؟

ج /

س3 / يبين الجدول أدناه عناصر من الجدول الدوري , مشار اليها برموز افتراضية (M , Z , L , R . E . X . Y , W) وموقع كل عنصر في الجدول الدوري (رقم المجموعة , رقم الدورة) :

اسم العنصر	موقع العنصر في الجدول الدوري	
	رقم المجموعة	رقم الدورة
X	1	2
Y	1	3
W	7	4
M	14	4
Z	15	3
R	16	4
L	17	3
E	2	3

مستعينا بالجدول أعلاه وبما درسته , اجب عن الاسئلة الاتية :

1. ما العدد الذري للعنصر Z ؟

ج /

2. مستخدما أي ترميز , اكتب التوزيع الالكتروني للحالة المستقرة للعنصر Y ؟

ج /

3. ما عدد الالكترونات في الأيون E^{2+} ؟

ج /

4. اذكر الرمز الممثل لعنصر انتقالي ؟

ج /

5. ما الذرة الاكبر حجما من بين ذرات العناصر الاتية : E ــ L ــ Y ؟

ج /

6. أي من العنصرين E ـــ Y له أعلى طاقة تأين ثانية ؟

ج /

7. ما عدد تأكسد العنصر X ؟

ج /

8. أي من العنصرين Z ــ L أعلى كهروسالبية ؟

ج /

س 4 / تأمل مخطط الجدول الدوري برموزه الافتراضية , ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

																	A
B											Q		D				E
T	G										H						
		J	K		L		M									N	
O																	

1. ضع العناصر التالية <u>في أماكنها</u> في الجدول الدوري أعلاه .

Ar	$_{15}Y$	عنصر X ينتهي توزيعه ب $5P^6$

2. حدد العنصر الافتراضي الذي :

الرقم	العنصر	الوصف
1		هالوجين له اكبر نصف قطر ذري
2		فلز قلوي ارضي
3		له التوزيع الالكتروني لأيون D^{3-}
4		عنصر ليس له قيمة تدل على كهروسالبيته
5		له أقل طاقة تأين أولى
6		يقع في الدورة الثالثة والمجموعة 13

3. اكتب التوزيع الالكتروني الصحيح لعنصر في المجموعة 6 والدورة الرابعة . (بطريقة ترميز الغاز النبيل) .

.....

4. حدد أيهما <u>أصغر</u> (T^{+1} , T) من حيث نصف القطر (الحجم الذري) , <u>ولماذا</u> ؟

.....

.....

<u>واجب :</u>

س / يعبر الرمز ns^1 عن التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي لعناصر المجموعة الأولى , حيث n رقم دورة العنصر ومستوى طاقته الرئيس . اكتب رمزا مشابها لكل مجموعات العناصر المثالية .

.....

.....

.....

الفصل الثالث: المركبات لأيونية والفلزات

الدرس الأول : الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

تكوين الأيون الموجب:

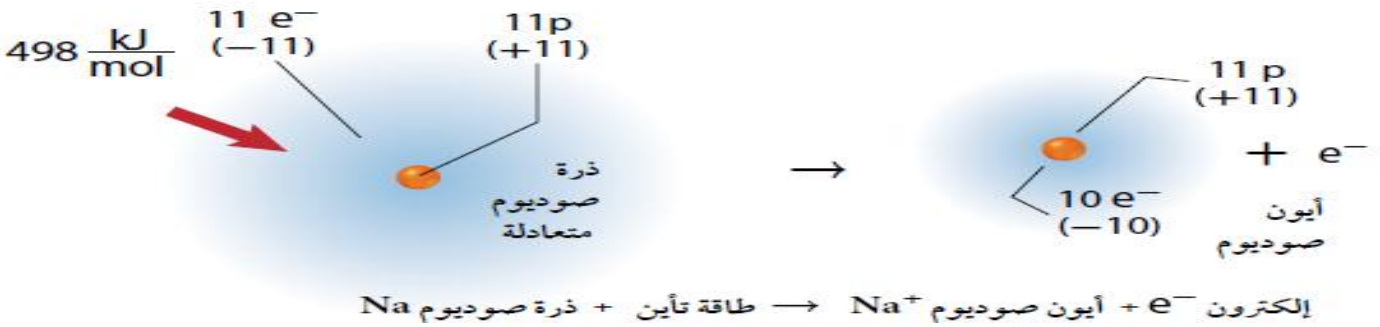
يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل .

& يسمى الأيون الموجب بالكاتيون .

الكاتيون : الأيون الذي يحمل شحنة موجبة .

س / التوزيع الإلكتروني لذرة الصوديوم $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^1$ وعندما يفقد إلكترونا يصبح توزيعه الإلكتروني $1S^2\ 2S^2\ 2P^6$, وهو التوزيع الإلكتروني للنيون . فهل تغيرت ذرة الصوديوم الى ذرة النيون ؟ فسر إجابتك .

ج / لا . أن التوزيع الإلكتروني لأيون الصوديوم وذرة النيون Ne نفسه , لكن ما زال لأيون الصوديوم 11 بروتون ويحتفظ بنوعه كذرة صوديوم .



ملاحظة هامة : المجاميع التي تكوَن أيونات موجبة هي المجموعة الأولى (فقدان إلكترون واحد) والمجموعة الثانية (فقدان إلكترونين) وبعض عناصر المجموعة الثالثة عشر مثل الألومنيوم Al (يفقد 3 إلكترونات).

علل / فلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطا في الجدول الدوري ؟

ج / لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة .

س / ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لذرة مستقرة ؟ ج / 8 إلكترونات وتعرف بقاعدة الثمانية .

أيونات الفلزات الانتقالية :

عادة مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns2 , وعند الانتقال من اليسار الى اليمين عبر الدورة تقوم ذرات كل عنصر بإضافة إلكترون الى احد الأفلاك الفرعية d وعادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ لتكوَن أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+ وايضا ممكن فقدان إلكترونات من فلك d .

علل / يكوَن الحديد (العدد الذري 26) أيونات Fe^{2+} (II) و Fe^{3+} (III) .

ج / لأنها تفقد إلكترونين من الفلك 4S , ويمكنها أن تفقد إلكترون من الفلك d .

التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل :

بالرغم من أن التوزيع الإلكتروني الثماني هو التوزيع المستقر إلا أن هناك توزيعات أخرى للإلكترونات تزودها بالاستقرار . وخصوصا عناصر المجموعات 14 - 11 تفقد إلكترونات (لتكون مستوى طاقة خارجي ذا أفلاك مملوءة هي s , p , d) .

مثال / الخارصين $_{30}Zn$: $_{30}Zn : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 4S^2\ 3d^{10}$

Zn^{2+} : $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^6\ 3d^{10}$

يشار الى هذا التوزيع الإلكتروني المستقر نسبيا بالتوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل .

تكوين الأيون الموجب:

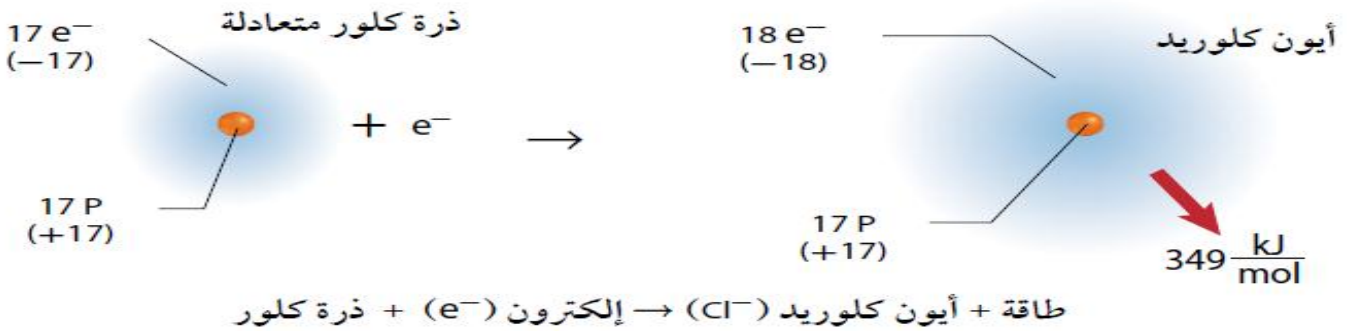
يتكون الأيون الموجب عندما تكتسب الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر وخصوصا اللافلزات لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل .

& يسمى الأيون السالب بالأنيون .

الأنيون : الأيون الذي يحمل شحنة سالبة .

س / التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو $[Ne]\ 3S^2\ 3P^5$ وعندما يكتسب إلكترونا يصبح توزيعه الإلكتروني $[Ne]\ 3S^2\ 3P^6$, وهو التوزيع للأرجون . فهل تغيرت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون ؟ فسر إجابتك.

ج / لا . أن التوزيع الإلكتروني لأيون الكلور وذرة الأرجون Ar نفسه , لكن ما زال لأيون الكلور 17 بروتون ويحتفظ بنوعه كذرة كلور .



ملاحظة هامة : عناصر المجموعة 15 تكتسب 3 إلكترونات وعناصر المجموعة 16 تكتسب 2 إلكترون , بينما عناصر المجموعة 17 تكتسب 1 إلكترون .

تكوين الروابط الأيونية :

الرابطة الأيونية : الرابطة التي تنتج عندما يتحد فلز ولافلز .

أو تعريف ثاني : القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية .

المركبات الأيونية : المركبات التي تحتوي روابط أيونية .

الشحنات وتكوين المركبات الأيونية :

& شحنة المركبات الأيونية تساوي صفر .

علل / المركبات الأيونية متعادلة كهربائيا .

ج / لأن عدد الشحنات الموجبة فيها يساوي عدد الشحنات السالبة .

ملاحظات هامة عند تكوين المركبات الأيونية :

1. تتكون من فلز (يعطي ((يفقد)) إلكترونات) ولافلز (يكتسب إلكترونات)
2. نتعامل فقط مع إلكترونات التكافؤ .
3. عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة.

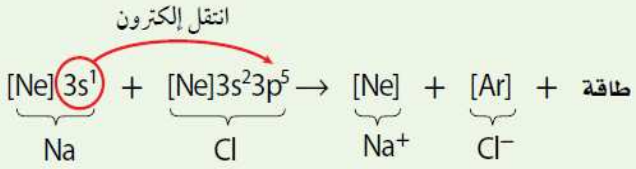
4. الشحنة الأيونية = صفر

5. عملية تكوين المركبات الأيونية تنتج طاقة .

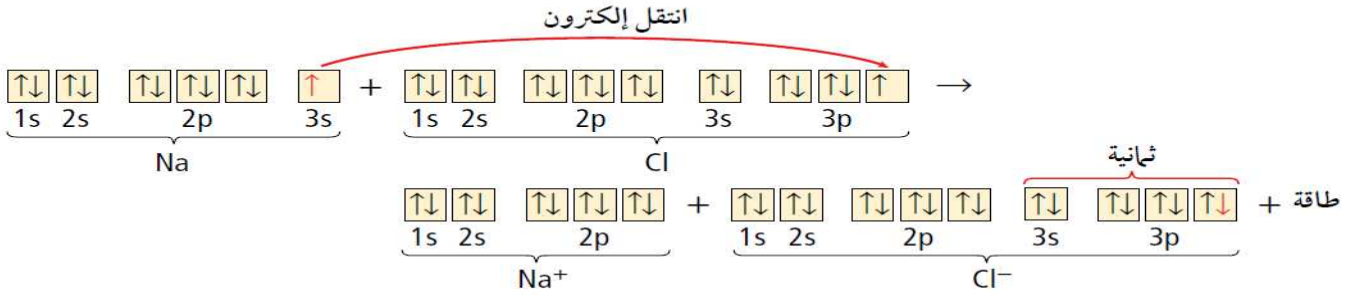
6. توجد <u>أربع طرق</u> لتكوين المركبات الأيونية :

مثال : يتكون مركب كلوريد الصوديوم NaCl من أتحاد الصوديوم $_{11}$Na مع الكلور $_{17}$Cl , يمكن كتابة تكوين الرابطة الأيونية من خلال أربع طرق هي :

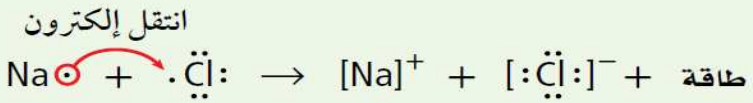
1. التوزيع الإلكتروني



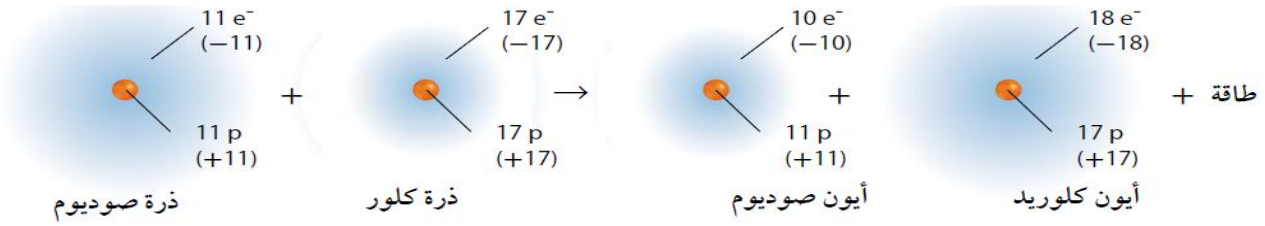
2. التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك



3. التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)



4. النماذج الذرية

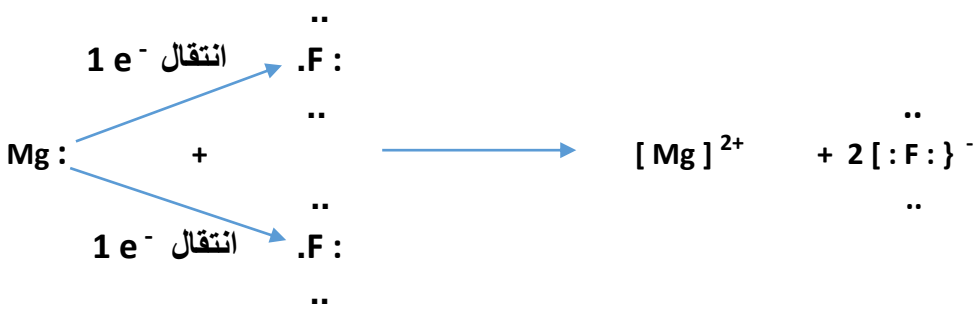


س / وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية :

1. الصوديوم والنيتروجين . ج / 3 ذرات من Na (تفقد 3 إلكترون) , وتتكتسب ذرة N واحدة (3 أكترون) وتنتج مركب Na_3N .
2. الليثيوم والأوكسجين . ج / 2 ذرة من Li (تفقد 2 إلكترون) , وتتكتسب ذرة N واحدة (2 أكترون) وتنتج مركب Li_2O .
3. الإسترانشيوم والفلور . ج / ذرة واحدة من Sr (تفقد 2 إلكترون) , وتكتسب 2 ذرة من F (2 ألكترون) وتنتج مركب SrF_2 .
4. الألومنيوم والكبريت . ج / 2 ذرة من Al (تفقد 6 إلكترون) , وتكتسب 3 ذرات من S (6 إلكترون) وتنتج مركب Al_2S_3 .
5. الباريوم والنيتروجين . ج / 3 ذرات من Ba (تفقد 6 إلكترون) , وتكتسب 2 ذرة من N (6 إلكترون) وتنتج مركب Ba_3N_2 .

مثال / وضح باستخدام التمثيل النقطي (تمثيل لويس) كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد المغنيسيوم $_{12}Mg$ والفلور $_9F$ مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الأيونات الموجبة والسالبة , مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

ج / $_{12}Mg : 1S^2\ 2S2\ 2P^6\ 3S^2$, $_9F : 1S^2\ 2S^2\ 2P^5$



صيغة المركب / MgF_2 , شحنة المركب = + 2 - 2 = 0

نـــــوع الرابطة / أيونية

خواص المركبات الأيونية :

1. تتكون البلورة نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والسالبة .
2. تختلف البلورات الأيونية في أشكالها ؟ علل ؟

ج / لإختلاف حجوم الأيونات وإعدادها وشحناتها .

3. أمثلة على خامات المركبات الأيونية :

أ. الأراجونيت $CaCO_3$ (من الكربونات) .

ب. الباريت $BaSO_4$.

ج. البيرل $Be_3Al_3Si_6O_{18}$ (نوع من السليكات) .

ملاحظة : السيليكات : (اتحاد Si مع O) .

4. محاليل ومصاهير المركبات الأيونية توصل الكهرباء .

ج / لأنها عند ذوبانها أو أنصهارها تصبح الأيونات حرة الحركة .

5. لا تذوب المركبات الأيونية في المذيبات غير القطبية مثل البنزين .
6. معظمها مواد صلبة .
7. مركبات الحديد الطبيعية يكون أعلى نسبة حديد موجودة في Fe_2O_3 .
8. الإلكتروليت : المركب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي .

9. درجات أنصهار وغليان المركبات الأيونية مرتفعة . علل ؟

ج / بسبب قوة التجاذب الكبيرة بين الأيونات المختلفة في البلورات لذلك تحتاج طاقة عالية لتفكيكها .

10. لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء. علل ؟

ج / لأن الأيونات تكون مقيدة الحركة بسبب قوى الجذب الكبيرة .

11. تمتاز البلورات الأيونية بالصلابة - القوة - الهشاشة . علل ؟

ج / بسبب قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في أماكنها .

12. عندما تؤثر قوة خارجية في البلورة وتكون قادرة على التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات فإن البلورة تتفتت الى أجزاء صغيرة . علل ؟

ج / لأن القوة الخارجية تحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض مما يجعل قوة التنافر تقتت البلورة الى أجزاء صغيرة.

13. الأحجار الكريمة تمتاز بألوانها الزاهية . علل ؟

ج / بسبب وجود فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية .

البلورة : تركيب هندسي ثلاثي الابعاد للجسيمات يحاط الأيون الموجب بالأيونات السالبة في البلورة كما يحاط الأيون السالب بالأيونات الموجبة فيها .

الطاقة والروابط الأيونية :

طاقة البلورة : الطاقة اللازمة لفصل 1 mol من الأيونات من مركب أيوني .

& تعتمد طاقة البلورة على :

1. حجم الأيون . (كلما صغر حجم الأيون , زادت طاقة البلورة) .

2. شحنة الأيون . (كلما زادت شحنة الأيون زادت طاقة البلورة) .

س / أيَ المركبات الآتية له أكبر طاقة بلورة ؟ ولماذا ؟

أ / CsCl أو KCl (العدد الذري لـ Cs = 55) , (العدد الذري لـ K = 19) .

ب / CaO أو K_2O (العدد الذري لـ Ca = 20) , (العدد الذري لـ K = 19) .

ج // أ . KCl أكبر طاقة من CsCl . لأن كلما صغر حجم الأيون زادت طاقة البلورة .

ج // ب. CaO أكبر طاقة من K_2O . لأن كلما زادت الشحنة زادت طاقة البلورة .

ملاحظة : شحنة Ca = 2+ , بينما شحنة K = 1+ .

ملاحظة 1 : تزداد طاقة البلورة بزيادة قوة التجاذب .

ملاحظة 2 : تقسم التفاعلات الى نوعين :

أ. تفاعل طارد (باعث) للحرارة .

ب. تفاعل ماص للحرارة .

علل / يعتبر التفاعل طارد للحرارة عند تكوين المركبات الأيونية ؟

ج / لأنه عندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة تتقارب من بعضها البعض وتكوَن نظاما أكثر استقرارا وطاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة .

مراجعة على الدرس الأول (الروابط الأيونية والمركبات الأيونية) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. صف سببين لوجود قوة تجاذب في الرابطة الكيميائية.

ج / قوة التجاذب بين النواة الموجبة والالكترونات السالبة للذرة الأخرى , وقوة التجاذب بين الايونات الموجبة والايونات السالبة.

2. كيف تكوَن الايونات الروابط , وصف بناء المركب الناتج ؟

ج / تنتقل الإلكترونات بين الذرات لتكون الايونات. تربط القوى الكهروستاتيكية الايونات معًا في المركبات الأيونية , ثم تترتب الايونات بصورة منظمة ومتكررة في البلورة الأيونية .

3. اربط بين طاقة البلورة وقوة الرابطة الأيونية .

ج / كلما أصبحت طاقة البلورة أكثر سالبية , زاد التجاذب بين الايونات , لذا ستزداد قوة الرابطة الأيونية .

4. لماذا تكون عناصر المجموعة **18** غير قادرة على التفاعل نسبيًا , في حين تُعد عناصر المجموعة **17** شديدة التفاعل ؟

ج / عناصر المجموعة **18** لها مستوى طاقة خارجي مكتمل ولا تشكل ايونات بسهولة , أما عناصر المجموعة **17** فهي شديدة التفاعل , لأنها تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد لتصل إلى حالة الثمانية .

5. ما الرقم السفلي المصغر الذي ستستعمله في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحالات الآتية:

أ . فلز قلوي وهالوجين . ج // **1 , 1**

ب. فلز قلوي ولا فلز من المجموعة **16** . ج // **1 , 2**

ج . فلز قلوي ارضي وهالوجين . ج // **2 , 1**

د . فلز قلوي ارضي ولا فلز من المجموعة **16** . ج // **1 , 1**

8. أيهما له طاقة وضع اكبر , النيون أم الفلور ؟ اشرح ذلك .

ج / الفلور F سيكتسب إلكترون إضافي واحد لملء مستوى الطاقة الخارجي .

ملاحظة : كلما زاد نشاط الذرة , ارتفعت طاقة الوضع لها .

9. أي العبارات الآتية لا تنطبق على Sc^{3+} , إذا علمت أن العدد الذري له يساوي 21 ؟

أ . يشبه التوزيع الإلكتروني لعنصر الأرجون. ب. تم تكوينه بفقد إلكترونات التكافؤ لعنصر الإسكانديوم

ج. يعد أيون يحمل ثلاث شحنات موجبة د . يعد عنصراً مختلفاً لذرة الإسكانديوم المتعادلة

10. علل / يكوَن الكالسيوم Ca^{2+} وليس Ca^{3+} ؟

ج //

.....

.....

11. جميع ما يلي من خواص المركبات الأيونية ما عدا :

أ . درجة غليانها عالية ب. الصلابة ج. محاليلها موصلة للكهرباء د. درجة غليانها منخفضة

12. الذرة التي تميل إلى اكتساب ثلاث إلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار هو :

أ . $_{5}B$ ب. $_{7}N$ ج. $_{13}Al$ د . $_{8}O$

13. علل / طاقة التأين الأولى لعناصر المجموعة 1 أقل من طاقة التأين الأولى لعناصر المجموعة 2 (قارن) .

ج / عناصر المجموعة 1 تميل الى فقدان الإلكترون لتصبح أقرب الى غاز نبيل لذا تحتاج الى طاقة أقل لأن الفلك 1S نصف ممتلىء , بينما عناصر المجموعة 2 فأنها تميل للفقد ولكن الفقد سيكون من مدار مكتمل S^2 لذا تحتاج الى جهد أكبر لإنتزاع الإلكترون .

14. الذرة التي تميل إلى اكتساب إلكترونين للوصول إلى حالة الاستقرار هو :

أ . $_{12}Mg$ ب. $_{7}N$ ج. $_{13}Al$ د. $_{8}O$

15. علل / لا يتحد الليثيوم $_{3}Li$ مع النيون $_{10}Ne$ لتكوين مركب ؟

ج / لغاز النيون Ne توزيع الثمانية المستقر لذا فهو في الأصل مستقر .

16. علل / تميل ذرات العناصر إلى تكوين روابط كيميائية ؟

ج / للوصول الى حالة الأستقرار بحيث يكون مستوى طاقتها الخارجي يحوي 8 إلكترونات .

17. ماذا يعني اسم اوكسيد الإسكانديوم III بلغة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة . اكتب الصيغة الكيميائية الصحيحة له .

.....

.....

.....

18. أي المركبات الأيونية الآتية له اكبر طاقة بلورة : $MgCl_2$ او NaCl او KCl ؟ فسر إجابتك .

.....

.....

.....

19. وضح بالرسم كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الألومنيوم $_{13}Al$ والفلور $_{9}F$ مستخدما رسم مربعات الأفلاك , مع توضيح عملية انتقال الالكترونات وتحديد الايونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

20. وضح بالرسم كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الباريوم $_{56}Ba$ والنيتروجين $_{7}N$ مستخدما التوزيع الالكتروني , مع توضيح عملية انتقال الالكترونات وتحديد الايونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

21. وضح باستخدام رموز لويس كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الصوديوم $_{11}Na$ والأوكسجين $_{8}O$. مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الايونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

22. وضح باستخدام رموز لويس كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الكالسيوم $_{20}Ca$ والأوكسجين $_{8}O$. مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الايونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

نشاط على الدرس الأول (الروابط الأيونية والمركبات الأيونية):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. العنصر الذي يميل لتكوين أيون شحنته (+ 2) :

أ. $_{8}X$ ب. $_{6}Y$ ج. $_{20}Z$ د. $_{2}Q$

2. عندما تكتسب ذرة عنصر ما إلكترونا فأنها :

أ. يصبح أيون سالب ب. تصبح أقل حجما ج. يزداد عدد مستويات الطاقة د. تصبح أقل استقرارا

3. أيَ الأيومات التالية لها نفس التوزيع الإلكتروني لغاز النيون $_{10}Ne$ ؟

أ. $_{11}Na^{+}$ ب. $_{20}Ca^{+2}$ ج. $_{17}Cl^{-}$ د. $_{16}S^{-2}$

4. عندما تتحد ذرة فلز وذرة لا فلز فإن ذرة اللافلز :

أ. تفقد إلكترونات ويقل حجمها ب. تفقد إلكترونات ويزداد حجمها

ج. تكتسب إلكترونات ويقل حجمها د. تكتسب إلكترونات ويزداد حجمها

5. التوزيع الإلكتروني لأيون الاسكانديوم $_{21}Sc^{+3}$ يشبه التوزيع الإلكتروني لواحد من الدقائق التالية :

أ. $_{24}Cr^{+2}$ ب. $_{30}Zn^{+2}$ ج. $_{20}Ca^{+2}$ د. $_{26}Fe^{+3}$

6. إذا كان التوزيع الإلكتروني X^{-2} ينتهي بالمستوى $3P^6$ فإن العدد الذري للعنصر X :

أ. 18 ب. 16 ج. 20 د. 14

7. ما العنصر الذي يكون التوزيع الإلكتروني لأيونه $1S^2\ 2S^2\ 2P^6$ ؟

أ. الفلور ب. النيون ج. الكالسيوم د. الكلور

8. ما الشحنة الموجودة على المركبات الأيونية ؟

أ. ممكن أيَ قيمة ب. دائما سالبة ج. دائما موجبة د. دائما صفر

الدرس الثاني : صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها :

صيغ المركبات الأيونية :

وحدة الصيغة الكيميائية : أبسط نسبة يمكن أن تمثل الأيونات في المركب الأيوني .

مثال : وحدة الصيغة الكيميائية لكلوريد المغنيسيوم هي $MgCl_2$ لأن نسبة أيونات Mg : Cl هي 1 : 2 , والشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية هي صفر لأنها تمثل الوحدة بكاملها (تحوي أيون واحد من Mg^{2+} وأيونين من Cl^- ويصبح مجموع الشحنات الكلي صفرا) .

الأيونات الأحادية الذرة : الأيونات التي تتكون من ذرة واحدة فقط .

أمثلة على الأيونات الأحادية الذرة :

المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	H, Li, Na, K, Rb, Cs	+1
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	+2
15	N, P, As	−3
16	O, S, Se, Te	−2
17	F, Cl, Br, I	−1

عدد التأكسد : الشحنة الموجبة أو السالبة التي يحملها أيون أحادي الذرة .

ملاحظة : لمعظم الفلزات الانتقالية , وفلزات المجموعتين 13 و 14 , أكثر من عدد تأكسد محتمل . (أنظر جدول 7 - 3 صفحة 81 من الكتاب المدرسي) .

الأيون عديد الذرات : الأيون الذي يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطين معا , وتسلك سلوك الأيون الواحد الذي يحمل شحنة موجبة أو سالبة. (حفظ الجدول الآتي ضروري) .

الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$
النترات	NO_3^-	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البيركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

& قواعد كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية :

1. تكتب رموز الأيونات وشحنتها عدديا (الرقم فقط بدون الأشارة) أسفل الرمز ويكتب الأيون الموجب أولا (على اليسار) ثم الأيون الموجب (على اليمين) .

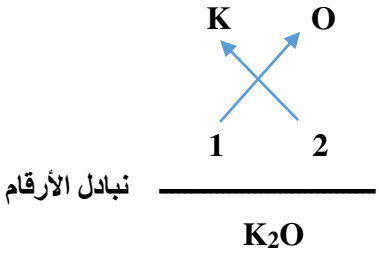
2. نبادل قيم الشحنات .

3. إذا وجد عامل مشترك بين الشحنات نقسم عليه , حتى نحصل على أصغر نسبة للذرات .

4. إذا وجدت مجموعة ذرية وشحنتها أكبر من واحد , توضع بين قوسين والرقم أسفلها .

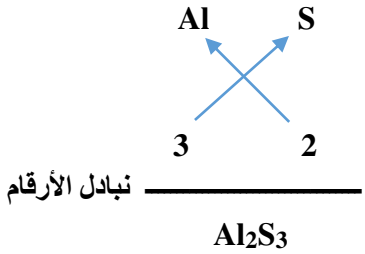
مثال / أكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية :

1. البوتاسيوم والأوكسجين



K_2O

2. الألومنيوم والكبريت



Al_2S_3

س / أكتب صيغة كل من المركبات الأيونية الآتية :

كلوريد النحاس II : $CuCl_2$	بيركلورات الأمونيوم : NH_4ClO_4	نيتريد الليثيوم : Li_3N
كبريتات النحاس I : Cu_2SO_4	الصوديوم والنترات : $NaNO_3$	كبريتيت الصوديوم : Na_2SO_3
كبريتات الكروم III : $Cr_2(SO_4)_3$	الكالسيوم والكلورات : $Ca(ClO_3)_2$	كلورات الليثيوم : $LiClO_3$
أسيتات الفضة : $AgC_2H_3O_2$	الأمونيوم والكربونات : $(NH_4)_2CO_3$	كلوريت الصوديوم : $NaClO_2$
بيرأيودات البوتاسيوم : KIO_4	بروميات المغنيسيوم : $Mg(BrO_3)_2$	نيتريت الكالسيوم : $Ca(NO_2)_2$
كبريتات الحديد II : $FeSO_4$	نترات الحديد III : $Fe(NO3)3$	فوسفات الألومنيوم : $AlPO_4$
كلوريد الحديد II : $FeCl_2$	كلوريد الكوبالت II : $CoCl_2$	نترات السترانشيوم : $Sr(NO_3)_2$
الألومنيوم والكربونات : $Al_2(CO_3)_3$	كبريتات النحاس II : $CuSO_4$	كلوريد السيلينيوم : $SeCl_2$

& قواعد تسمية المركبات الأيونية :

1. يسمى الأيون السالب أولا مضافا أليه مقطع (يـــد) , ثم يذكر أسم الأيون الثاني .

2. عند كتابة أسم الأيون السالب للأيونات الآتية تصبح :

أ. أوكسجين + يد ⟵ أكسيد

ب. نيتروجين + يد ⟵ نيتريد

ج. كبريت + يد ⟵ كبريتيد

د. كربون + يد ⟵ كربيد

هـ. فوسفور + يد ⟵ فوسفيد

و. هيدروجين + يد ⟵ هيدريد

ك. (كلور - فلور - بروم - يود) + يد ⟵ (كلوريد - فلوريد - بروميد - يوديد)

3. إذا أحتوى المركب على أيونات عديدة الذرات , تذكر أولا بدون تغيير ثم يذكر أسم الأيون أو المجموعة الذرية الثانية .

س / سمَ المركبات الأيونية الآتية :

K_2O (أكسيد البوتاسيوم)	LiH (هيدريد الليثيوم)	KNO_3 (نترات البوتاسيوم)
CaC_2 (كربيد الكالسيوم)	$BaSO_4$ (كبريتات الباريوم)	BaS (كبريتيد الباريوم)
Ag_2CrO_4 (كرومات الفضة)	$NaOH$ (هيدروكسيد الصوديوم)	$Sr(NO_3)_2$ (نترات السنترانشيوم)
NH_4ClO_4 (بيركلورات الأمونيوم)	$Al_2(CO_3)_3$ (كربونات الألومنيوم)	$NaHCO_3$ (بيكاربونات الصوديوم)
Ca_3P_2 (فوسفيد الكالسيوم)	Na_3PO_4 (فوسفات الصوديوم)	Na_2CO_3 (كربونات الصوديوم)
$(NH_4)_2S$ (كبريتيد الأمونيوم)	Al_2O_3 (أكسيد الألومنيوم)	$Fe(BrO_4)_3$ (بيربرومات الحديد III)
$KClO_3$ (كلورات البوتاسيوم)	$PbBr_2$ (بروميد الرصاص)	$Hg(NO_3)_2$ (نترات الزئبق I)
Mg_3N_2 (نيتريد المغنيسيوم)	$NaClO$ (هيبوكلورايت الصوديوم)	$NaBr$ (بروميد الصوديوم)

مراجعة على الدرس الثاني (صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. أكمل الجدول الأتي بإضافة الرموز والصيغ والأسماء في الأماكن الشاغرة.

الكاتيون (الأيون الموجب)	الأنيون (الأيون السالب)	الاسم	الصيغة الكيميائية
		كبريتات الأمونيوم	
			PbF_2
		بروميد الليثيوم	
			Na_2CO_3
Mg^{2+}	PO_4^{3-}		

2. أكمل الجدول الأتي :

كلوريد الكالسيوم		نتريد البريليوم		فوسفات الكالسيوم
	K_2S		$(NH_4)_2CO_3$	

3. أذا علمت أن الإعداد الذرية لكل من (**Al = 13 , Ca = 20**) , أكمل الجدول الأتي :

أيون أحادي الذرة	أيون عديد الذرات	الصيغة الكيميائية	اسم المركب
			كبريتات الألومنيوم
		$AgNO_3$	
O^{2-}	NH_4^+		
الكالسيوم	البيكربونات		

4. أكمل الجدول الأتي :

الأيون الموجب	الأيون السالب	الصيغة الكيميائية	اسم المركب
			كبريتات البوتاسيوم
		$(NH_4)_2S$	
Fe^{3+}	NO_3^-		

5. أكمل الجدول التالي بما يناسب من أسماء مركبات أو صيغ جزيئية .

الاسم	الصيغة الجزيئية
	$(NH_4)_2S$
بيرأيودات البوتاسيوم	
	Mg_3N_2
كبريتيد الفضة	

((إلـــــــــــــــــى هنا .....))

الدرس الثالث : الروابط الفلزية وخواص الفلزات :

الرابطة الفلزية : قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة في الفلز والإلكترونات الحرة الحركة .

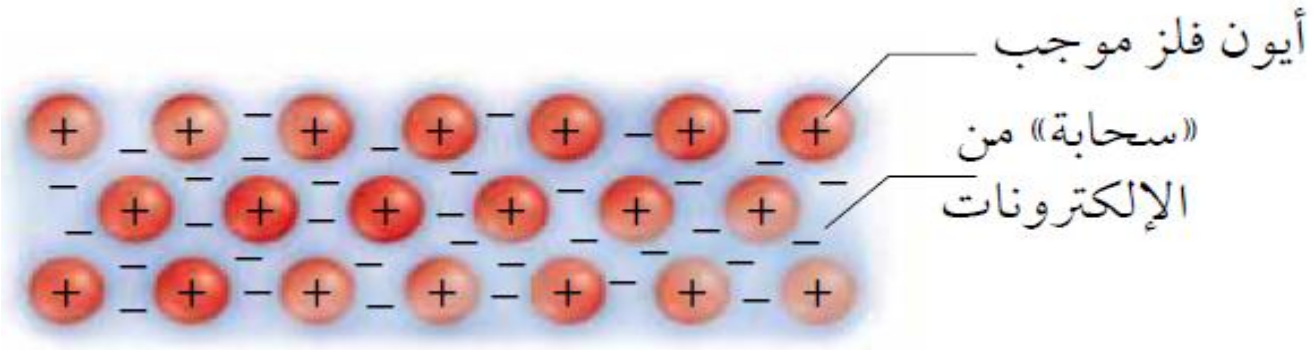
سحابة الإلكترونات :

& رغم أن لذرات الفلزات ما لا يقل عن إلكترون تكافؤ واحد إلاَ أنها لا تشترك في إلكترونات التكافؤ مع الذرات المجاورة ولا تفقدها ,

حيث تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلز مكونة ما يسمى بسحابة من الإلكترونات , فيتكون عدد كبير من الإلكترونات دون التقييد بالارتباط بذرة معينة , وانما تكون الإلكترونات حرة الحركة تسمى بالإلكترونات الحرة .

نموذج سحابة الإلكترونات : أن جميع الذرات في الفلز الصلب تتشارك بإلكترونات التكافؤ مكونة سحابة من الإلكترونات والتي تفسر الخواص الفلزية لهذه الذرات .

الإلكترونات الحرة : الإلكترونات التي تكوَن الرابطة الفلزية وتكون حرة الحركة من ذرة الى أخرى في الفلز , ولا تكون منجذبة نحو ذرة بعينها .



علل / تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة ؟

ج / لأنها تتحرك بحرية داخل الفلز .

علل / يعد اصطلاح الإلكترونات الحرة مناسبا لوصف إلكترونات الرابطة الفلزية ؟

ج / لأن الإلكترونات حرة الحركة , وهي ليست مرتبطة مع أيَ ذرة على التحديد .

خواص الفلزات :

1. درجتا الغليان والانصهار.

*** الزئبق Hg سائل في درجة حرارة الغرفة مما يجعله مفيدا , ويستخدم في مقياس درجة الحرارة وأجهزة قياس الضغط الجوي .**

علل / يستخدم التنجستن في صنع فتيل المصباح الكهربائي وبعض أجهزة السفن الفضائية ؟

ج / لأن درجة أنصهاره عالية 3422 C .

علل / درجات أنصهار الفلزات ليست مرتفعة جدا مثل درجات الغليان ؟

ج / لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة الى طاقة كبيرة لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض .

علل / درجات غليان الفلزات مرتفعة جدا ؟

ج / لأنه أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى مما يتطلب طاقة كبيرة جدا .

2. قابلية الطرق والسحب .

*** الفلزات قابلة للطرق , أيَ تتحول الى صفائح عند طرقها ,,,,,,,, وهي قابلة للسحب أيَ يمكن تحويلها الى أسلاك .**

علل / الفلزات قابلة للطرق والسحب ؟

ج / حينما تؤثر قوة خارجية في فلز صلب تتحرك الأيونات الموجبة عبر الإلكترونات الحرة الحركة مما يجعل الفلز قابلا للطرق والسحب .

3. توصيل الحرارة والكهرباء .

علل / الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء والحرارة ؟

ج / بسبب حركة الإلكترونات الحرة حول أيونات الفلزات الموجبة .

علل / تمتاز الفلزات بالبريق واللمعان.

ج / لأن الإلكترونات الحرة تتفاعل مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق الفوتونات .

4. الصلابة والقوة .

ملاحظة هامة : كلما زاد عدد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة .

علل / تكون الروابط الفلزية في العناصر الانتقالية أقوى من الفلزات القلوية .

ج / الفلزات القلوية تكون لينه لأن لها إلكترونا واحدا حر الحركة في الفلك ns^1 , بينما العناصر الانتقالية فتشارك بالإلكترونات الحرة من الفلك s , d .

علل / تتميز الفلزات الانتقالية بالصلابة والقوة .

ج / لأن الإلكترونات الحرة الحركة تشمل إلكترونين خارجين في الفلك s وتشمل أيضا الإلكترونات الداخلية في الفلك d , وكلما زاد عدد الإلكترونات الحرة زادت خواص الصلابة والقوة .

السبائك الفلزية :

السبيكة : مخلوط من عدة عناصر لها خواص فلزية , وتتكون عادة من عناصر متماثلة الحجوم , أو يكون أحد العناصر أصغر كثيرا من العنصر الآخر.

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكرو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67-90% Cu, 10-33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70-95% Cu, 1-25% Zn, 1-18% Sn	الأجراس، والميداليات
الحديد الصب	96-97% Fe, 3-4% C	القوالب
الذهب - عيار 10 قراريط	42% Au, 12-20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
البيوتر	70-95% Sn, 5-15% Sb, 0-15% Pb	أدوات المائدة
الفولاذ	73-79% Fe, 14-18% Cr, 7-9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

الشكل 12-3 تُصنع أجزاء الدراجات الهوائية في بعض الأحيان من سبيكة التيتانيوم، التي تحتوي على 3% من الألومنيوم و2.5% من الفانيديوم.

س / لماذا تصنع السبائك المعدنية ؟

ج / للسبائك خواص مختلفة عن الفلزات النقية المكونة لها . وبعض السبائك أكثر قسوة وصلابة من الفلز النقي .

<u>مراجعة على الدرس الثالث (الروابط الفلزية وخواص الفلزات) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي]</u> :

1. قارن بين ما يحدث عند طرق كل من الفلزات والمركبات الأيونية بالمطرقة.

.....

.....

2. قارن بين أسباب قوى التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية .

.....

.....

.....

3. علل / يعد الفضة موصلا جيدًا للكهرباء .

.....

.....

4. لماذا يستخدم الفولاذ , احد سبائك الحديد في دعائم هياكل العديد من المباني .

.....

.....

5. تبلغ درجة انصهار البريليوم 1287 C , في حين تبلغ درجة انصهار الليثيوم 180 C . اشرح سبب هذا الاختلاف الكبير في درجات الانصهار .

.....

.....

.....

6. تبلغ درجة حرارة غليان التيتانيوم 3297 C , في حين تبلغ درجة حرارة غليان النحاس 2570 C . اشرح سبب هذا الاختلاف في درجات غليان هذين الفلزين .

.....

.....

.....

7. يستخدم الذهب في صناعة الحلي والموصلات الكهربائية في الأجهزة الإلكترونية ؟

.....

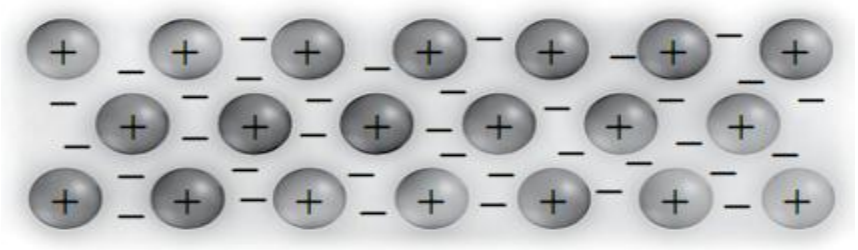
.....

8. لماذا لا تكوَن بعض العناصر ومنها اليود والكبريت روابط فلزية ؟

.....

.....

9. أي الأوصاف الآتية ينطبق على النموذج الذي يظهر في الشكل الأتي :



أ . الفلزات مواد لامعة وقادرة على عكس الضوء

ب . الفلزات جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء

ج . المركبات الأيونية قابلة للطرق

د . المركبات الأيونية جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء

الفصل الرابع : الروابط التساهمية

الدرس الأول : الرابطة التساهمية :

الرابطة التساهمية : الرابطة التي تنتج من التشارك بإلكترونات التكافؤ .

الجزيء: أصغر جزء في المركب ويحمل صفاته .

& تتكون الروابط التساهمية بشكل عام بين ذرات اللافلزات مع بعضها .

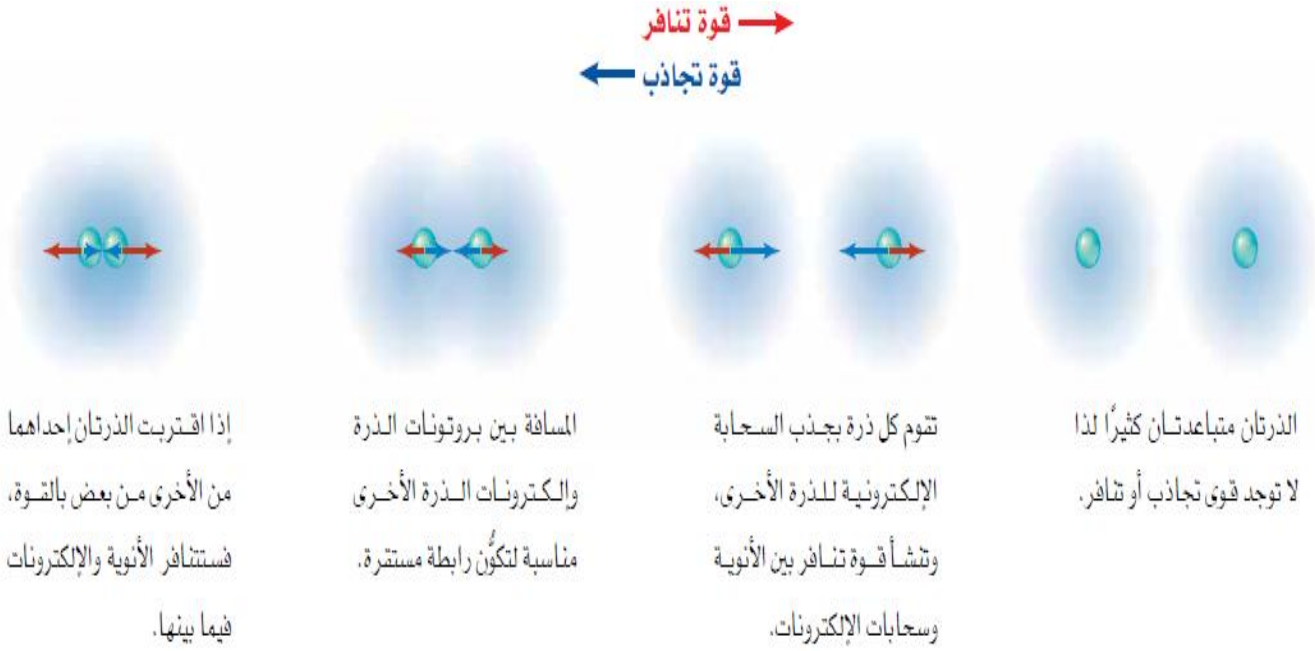
& يمثل كل خط (ــ) أو زوج من النقط العمودية (:) رابطة تساهمية واحدة ((تتكون من إلكترونين)) .

س / قارن بين الرابطة التساهمية والرابطة الأيونية كما بالجدول :

الروابط / الخاصية	الرابطة التساهمية	الرابطة الأيونية
إلكترونات التكافؤ	تستخدم إلكترونات التكافؤ	تستخدم إلكترونات التكافؤ
مساهمة الإلكترونات	تساهم الذرات بالإلكترونات	تنتقل الإلكترونات من ذرة الى أخرى

تكوين الروابط التساهمية :

مثال // جزيء الفلور F_2 : التوزيع الإلكتروني له $1S^2\ 2S^2\ 2P^5$, حيث لكل ذرة فلور 7 إلكترونات تكافؤ وتحتاج الى إلكترون واحد لتصل الى حالة الثمانية . وعندما تقترب ذرتا فلور تحت تأثير العديد من القوى , تتولد قوتا تنافر تؤثران في الذرات : إحداهما بين إلكترونات كل ذرة , والأخرى بين بروتونات كل ذرة أيضا. كما تنشأ أيضا قوة تجاذب بين بروتونات إحدى الذرتين وإلكترونات الذرة الأخرى , وكلما أقتربت ذرات الفلور بعضها من بعض زادت قوة التجاذب بين بروتونات أحدها مع إلكترونات الأخرى الى أن تصل الى نقطة تكون عندها محصلة قوة التجاذب أكبر من محصلة قوة التنافر , وعندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزيء .



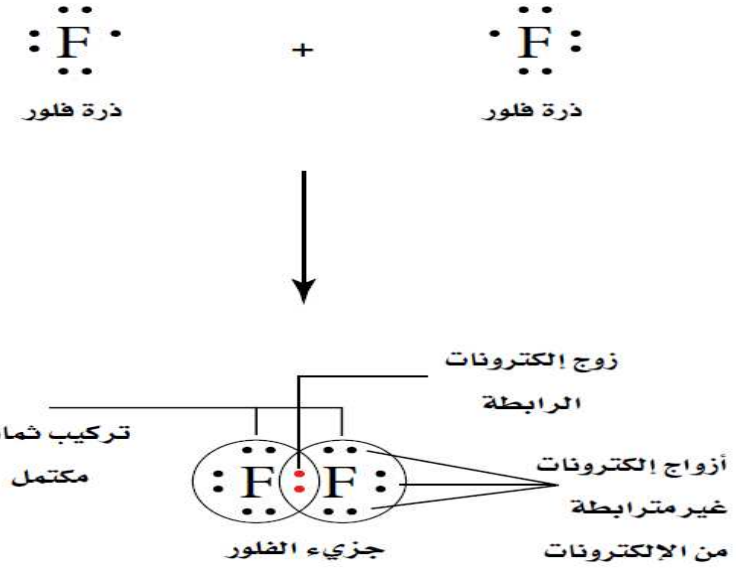
س / كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات ؟

ج / تتكون رابطة مستقرة عندما تكون محصلة قوة التجاذب أكبر ما يكون .

& علل / يوجد الفلور على شكل جزيئات ثنائية الذرات ؟

ج / لأن مشاركة زوج من الإلكترونات يعطي كل ذرة فلور التوزيع الشبيه بالتوزيع الخاص بالغازات النبيلة.

& أن لكل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجا واحدا من الإلكترونات المشتركة وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المترابطة التي لا تتشارك في تكوين الرابطة .



الروابط التساهمية الأحادية :

تتكون الروابط التساهمية الأحادية عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين الرابطة , كما في جزيء الهيدروجين .

علل / تكوَن ذرات الهيدروجين جزيئات ثنائية الذرات H_2 .

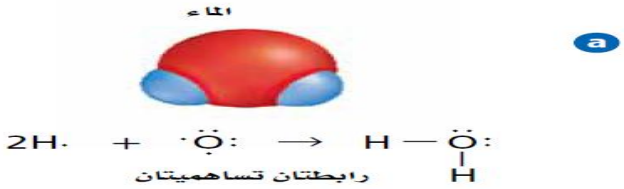
ج / لأن الجزيء المكون من ذرتين يكون أكثر استقرارا من الذرة في حالتها الفردية , ويكون توزيع الذرة في الجزيء يشبه التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل .

تركيب لويس : نموذج يتم فيه تمثيل إلكترونات التكافؤ فقط على شكل نقاط أو خطوط للإلكترونات المرتبطة .

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية.

تضم الهالوجينات عناصر المجموعة 17 (تحوي 7 إلكترونات تكافؤ) , وتكوَن رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى .

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية.

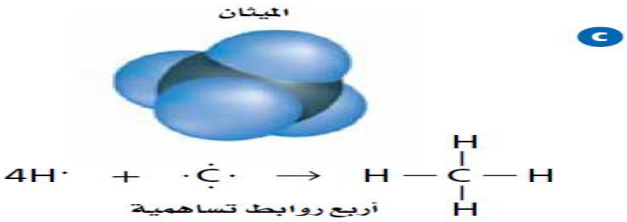


تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تكوَن رابطتين تساهميتين .

المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية.

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 15 أن تكوَن ثلاث روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات.

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية.



تستطيع ذرات عناصر المجموعة 14 أن تكوَن أربع روابط تساهمية.

رابطة سيجما σ : الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الإلكترونات نتيجة التداخل المباشر لأفلاك الذرات .

س / ما الأفلاك التي تكوّن رابطة سيجما σ في المركب التساهمي ؟

1. تداخل فلك S مع فلك S آخر .
2. تداخل فلك S مع فلك P .
3. تداخل فلك P مع فلك P رأسيا .

مثال / ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين HF (العدد الذري لـ H = 1 ,, العدد الذري لـ F = 9) .

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني لكل من F , H :

$_1H : 1S^1$ ($1e^-$) ,, $_9F : 1S^2\ 2S^2\ 2P^5$ ($7e^-$)

عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) = 1

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة = 3

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة حول ذرة الفلور = 3 أزواج

س / ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي , مع بيان عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة؟

1. جزيء PH_3 (العدد الذري لـ H = 1 ,, العدد الذري لـ P = 15).

.....

.....

.....

.....

.....

2. جزيء H_2S (العدد الذري لـ H = 1 ,, العدد الذري لـ S = 16).

.....

.....

.....

.....

.....

3. جزيء CCl_4 (العدد الذري لـ C = 6 ,, العدد الذري لـ Cl = 17).

.....

.....

.....

.....

.....

الروابط التساهمية المتعددة :

ملاحظة هامة جدا: تكوَن في العادة ذرات الكربون C , النيتروجين N , الأوكسجين O , الكبريت S روابط تساهمية متعددة مع اللافلزات .

الروابط الثنائية : تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها .

مثال 1 / ارسم تركيب لويس لجزيء الأوكسجين O_2 (العدد الذري لـ O = 8) , مع بيان عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) والروابـــط (باي π) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة ؟

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني لذرتي الأوكسجين O :

$_8O : 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$ (6 e^-) ,, $_8O : 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$ (6 e^-)

عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) = 1

عدد الروابط (باي π) = 1

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل ذرة أوكسجين = 2

مثال 2 / ارسم تركيب لويس لجزيء النيتروجين N_2 (العدد الذري لـ N = 7) , مع بيان عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) والروابـــط (باي π) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة ؟

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني لذرتي النيتروجين N :

$_7N : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$ (3 e -) ,, $_7N : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$ (3 e -)

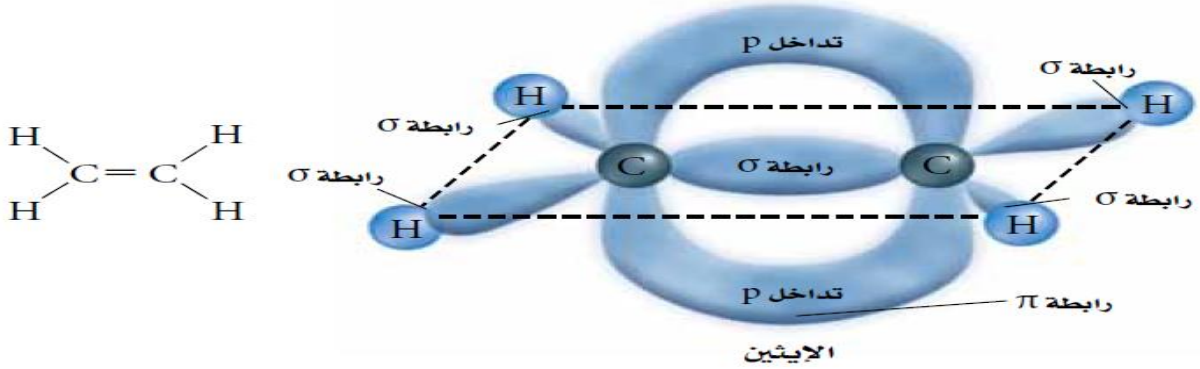
عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) = 1

عدد الروابط (باي π) = 2

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل ذرة نيتروجين = 1

رابطة باي π : الرابطة المتكونة من تداخل الأفلاك المتوازية بهدف التشارك بالإلكترونات .

مثال / لاحظ كيف تتكون الرابطة التساهمية المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين C_2H_4 من رابطة سيجما ورابطة باي . تقترب ذرتان من الكربون إحداهما من الأخرى لدرجة تسمح بالتداخل بين أفلاك P . كما في الشك



عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) = 5

عدد الروابط (باي π) = 1

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل ذرة كربون = 0

س1 / ارسم تركيب لويس لجزيء ثاني كبريتيد الكربون (العدد الذري لـ C = 6 ,, العدد الذري لـ S = 16) , مع بيان عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) والروابـــط (باي π) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل كبريت ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س 2 / ارسم تركيب لويس لجزيء الإيثاين C_2H_2 (العدد الذري لـ C = 6 ,, العدد الذري لـ H = 1) , مع بيان عدد الروابط الأحادية (سيجما σ) والروابـــط (باي π) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل كربون ؟

.....

.....

.....

.....

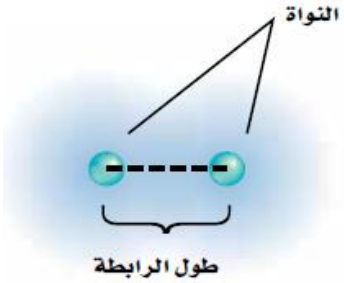
.....

.....

قوة الروابط التساهمية :

نتذكر أن الرابطة التساهمية تتضمن قوى تجاذب وقوى تنافر متوازنة , وعندما يختل هذا التوازن بين قوى التجاذب والتنافر يمكن كسر الرابطة التساهمية , ولاختلاف الروابط التساهمية في قوتها يسهل كسر بعض الروابط أكثر من غيرها .

طول الرابطة : المسافة بين الأنوية عند أكبر قوة تجاذب .



& تعتمد **قوة الرابطة التساهمية** على :

* المسافة بين النواتين : **وتتحدد** مـــن :

1. حجم الذرتين.
2. عدد أزواج الإلكترونات المشتركة .

ملاحظة هامة :

1. كلمـا زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطـــة , وبالتالي تكون أقوى وتحتاج طاقة أكبر لتفكيكها .
2. كلما زاد عدد الروابط التساهمية (سيجما σ , باي π) تكون الرابطـــة أقصر وأقوى وتحتاج طاقة أكبر لتفكيكها .

الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة	طاقة تفكك الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10}\,m$	159kJ /mol
O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10}\,m$	498kJ /mol
N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10}\,m$	945kJ /mol

مثال / أيَ الجزيئات الآتية تكون فيها الرابطـة أقصر وأقوى بين ذرتي الكربون .

($H_3C - CH_3$, $HC \equiv CH$, $H_2C = CH_2$)

ج / تكون الرابطة في $HC \equiv CH$ أقصر وأقوى .

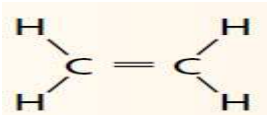
الطاقة والروابط :

التفاعل الطارد للحرارة : التفاعل الكيميائي الذي يرافقه انبعاث طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة .

التفاعل الماص للحرارة : التفاعل الكيميائي الذي يحتاج الى كمية من الطاقة لكسر الروابط أكبر من الطاقة التي تنبعث عند تكون روابط جديدة في المواد الناتجة .

طاقة تفكك الرابطـة : الطاقة اللازمة لتفكيك رابطـة تساهمية معينة , وتكون مقدار موجب .

س / لديك الجزيئتين :

1. $H-C\equiv C-H$ „ 2.  , أيهما يحتاج طاقة أعلى للكسر ؟

ج / 1. تحتاج الرابطة C - H الى طاقة أقل من $C \equiv C$.

2. تحتاج الرابطة C - H الى طاقة أقل من $C = C$.

مراجعة على الدرس الأول (الرابطة التساهمية) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد ذرات عناصر المجموعة 1 مع المجموعة 16 .

ج / $X^{\cdot\cdot}_{\cdot\cdot}$ **1 —— 16 : 1**

2. قارن بين روابط سيجما وروابط باي .

ج / رابطة سيجما رابطة تساهمية أحادية تتكون من التداخل المباشر للأفلاك , في حين تتكون رابطة باي من تداخل أفلاك P بشكل متواز .

نشاط على الدرس الأول ((الرابطة التساهمية):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. عدد أزواج الإلكترونات التي تشترك في تكوين الرابطـة التساهمية الثلاثية :

أ. أربعة ب. ثلاثة ج. اثنان د. واحد

2. ما نوع الذرات التي تكون روابط تساهمية بشكل عام ؟

أ. الفلزات مع بعضها ب. اللافلزات مع بعضها ج. الفلزات واللافلزات د. السوائل

3. ما نوع الرابطة التساهمية في جزيء النيتروجين ثنائي الذرة ؟

أ. رباعية ب. ثلاثية ج. ثنائية د. أحادية

4. كم عدد الإلكترونات التي تكوَن الرابطة التساهمية الثنائية ؟

أ. 1 ب. 2 ج. 3 د. 4

5. ما عدد الروابط باي في جزيء النيتروجين N_2 (العدد الذري = 7) ؟

أ. 1 ب. 2 ج. 3 د. 4

الدرس الثاني (تسمية الجزيئات):

1. المركبات الجزيئية الثنائية الذرات (اللافلزات) .

ملاحظة / يستخدم غاز N_2O في التخدير واسمه الأكثر شيوعا هو الغاز المضحك .

مثال / N_2O (أكسيد ثنائي النيتروجين)

العنصر الثاني ← **(جذر الاسم مع إضافة المقطع يـد)**

العنصر الأول

*** يرجى مراجعة تسمية المركبات الأيونية**

& تستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية , وكما في الجدول :

عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

مثال 1/ سمَ كلا من مركبات الجزئيات الثنائية الآتية :

الجزيء	اسم الجزيء
P_2O_5	خامس أكسيد ثنائي الفوسفور
CS_2	ثنائي كبريتيد الكربون
CCl_4	رابع كلوريد الكربون
H_2O	أكسيد ثنائي الهيدروجين
PH_3	ثلاثي هيدريد الفوسفور
NF_3	ثلاثي فلوريد النيتروجين
SiO_2	ثنائي أكسيد السيليكون
ClF_3	ثلاثي فلوريد الكلور
BH_3	ثلاثي هيدريد البورون

مثال 2 / أكتب الصيغ الكيميائية للجزيئات الآتية :

الصيغة الجزيئية للمركب	اسم الجزيء
	عشاري فلوريد ثنائي الكبريت
	ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور
	ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ
	ثنائي أكسيد السيلينيوم
	ثالث أكسيد السيلينيوم
	رابع فلوريد ثنائي النيتروجين
	رابع نيتريد رابع الكبريت

2. تسمية الأحماض :

الحمض : المركب الكيميائي الذي ينتج أيونات الهيدروجين H^+ في المحلول .

أ. تسمية الأحماض الثنائية :

& تتكون الأحماض الثنائية من الهيدروجين وعنصر آخر فقط .

قاعدة التسمية :

حمض + الهيدرو + أسم العنصر الثاني + مقطع يك

س / سمَ كلا من الأحماض الآتية :

الصيغة الكيميائية	الاسم الكيميائي
HCl	
HF	
HBr	
HI	
H_2S	
HCN	
H_2Se	

ب. **تسمية الأحماض الأوكسجينية :**

الحمض الأكسجيني : أي حمض يتكون من الهيدروجين وأنيون أكسجيني .

الأنيون الأوكسجيني : عبارة عن أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأوكسجين .

ملاحظة هامة / يرجى مراجعة جدول (8 - 3) , صفحة 83 من الكتاب المدرسي

تسمية الحمض الأوكسجيني

ينتهي بمقطع (ات)

قاعدة التسمية :

حمض + الأنيون الأوكسجيني محذوف منه مقطع (ات) + مقطع (يك)

ينتهي بمقطع (يت)

قاعدة التسمية :

حمض + الأنيون الأوكسجيني محذوف منه مقطع (يت) + مقطع (وز)

س / أكمل الجدول الآتي :

الصيغة الكيميائية	الاسم الكيميائي
$HClO_3$	
H_2SO_4	
H_2CO_3	
	حمض البيرايوديك
HNO_2	
	حمض الهيبوكلوروز
	حمض النيتروز
$HClO_4$	
$HClO_2$	
	حمض الكبريتوز
HOF	
HIO_2	

الدرس الثالث (التراكيب الجزيئية)

الصيغة البنائية : النموذج الجزيئي الذي يستخدم الرموز والروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات , ويمكن توقع الصيغة البنائية من خلال رسم تركيب لويس لها .

& تستعمل النماذج لتمثيل الصيغ البنائية وهي :

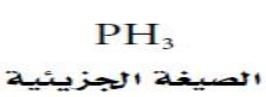
1. الصيغة الجزيئية 2. الصيغة البنائية 3. نموذج ملء الفراغ الجزيئي 4. تركيب لويس 5. نموذج الكرة والعصا (نموذج لويس) .

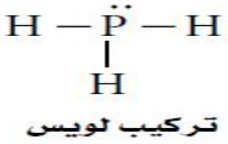
& توضح النماذج جميعها نوع الذرات وعددها .

& تركيب لويس , الصيغ البنائية , نموذج الكرة والعصا , نموذج ملء الفراغ الجزيئي فهي توضح الشكل الهندسي .

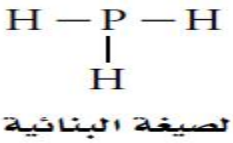
& تركيب لويس يوضح توزيع إلكترونات التكافؤ بين أزواج الإلكترونات المترابطة وأزواج الإلكترونات غير المترابطة .

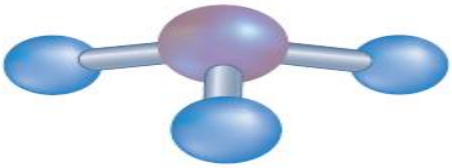
& يوضح نموذج ملء الفراغ الجزيئي الحجم النسبي للذرات .





نموذج ملء الفراغ الجزيئي




نموذج لويس
نموذج الكرة-العصاة

تراكيب لويس :

1. تركيب لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية .

مثال / ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3 . (العدد الذري لـ N = 7 ,,, العدد الذري لـ H = 1) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_7N$ وكذلك لـ $_1H$:

$_7N : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$ (5 e^-) , 3 $_1H : 1S^1$ (1 e^- × 3 = 3 e^-)

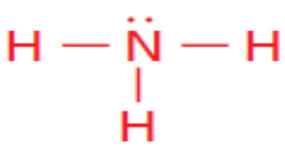
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 3 = 8 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 3

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 4 ــ 3 = 1

شكل تركيب لويس (نطبق قاعدة الثمانية) :



س / ارسم تركيب لويس لجزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3 . (العدد الذري لـ N = 7 ,,, العدد الذري لـ F = 9) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. تركيب لويس لمركب تساهمي بروابط متعددة .

ملاحظة مهمة جدا : عادة ذرات الكربون C , النيتروجين N , الأوكسجين O , الكبريت S تكوّن روابط ثنائية وثلاثية عندما لا تنطبق قاعدة الثمانية على الذرة المركزية .

مثال / ارسم تركيب لويس لجزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 . (العدد الذري لـ C = 6 ,,, العدد الذري لـ O = 8) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_6C$ وكذلك لـ $_8O$:

$_8O : 1S^1\ 2S^2\ 2P^4$ ($6\ e^- \times 2 = 12\ e^-$) , 2 $_6C : 1S^2\ 2S^2\ 2P^2$ ($4\ e^-$)

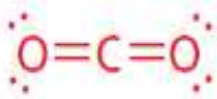
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 4 + 12 = 16 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 8 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 2

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 8 ــ 2 = 6 أزواج

شكل تركيب لويس (نطبق قاعدة الثمانية) :



س / ارسم تركيب لويس لجزيء الإيثلين C_2H_4 . (العدد الذري لـ C = 6 ,,, العدد الذري لـ H = 1) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س / ارسم تركيب لويس لجزيء ثاني كبريتيد الكربون CS_2 . (العدد الذري لـ C = 6 ,,, العدد الذري لـ S = 16) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات .

مثال / ارسم تركيب لويس لأيون الفوسفات PO_4^{3-} المتعدد الذرات . (العدد الذري لـ P = 15 ,,, العدد الذري لـ O = 8) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_{15}P$ وكذلك لـ $_{8}O$:

$_{15}P : 1S^2\ 2S^2\ 2P^2\ 3S^2\ 3P^3$ ($5\ e^-$) , 4 $_{8}O : 1S^1\ 2S^2\ 2P^4$ ($6\ e^- \times 4 = 24\ e^-$) + ($3\ e^-$)

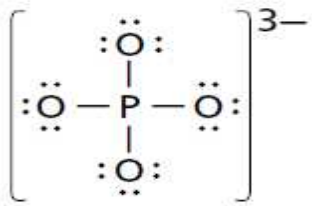
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 24 + 3 = 32 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 16 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 4 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 16 ــ 4 = 12 أزواج

شكل تركيب لويس (نطبق قاعدة الثمانية) :



س / ارسم تركيب لويس لأيون الأمونيوم NH_4^+ المتعدد الذرات . (العدد الذري لـ N = 7 ,,, العدد الذري لـ H = 1) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س / ارسم تركيب لويس لأيون ClO_4^- االمتعدد الذرات . (العدد الذري لـ Cl = 17 ,,, العدد الذري لـ O = 8) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

أشكال الرنين :

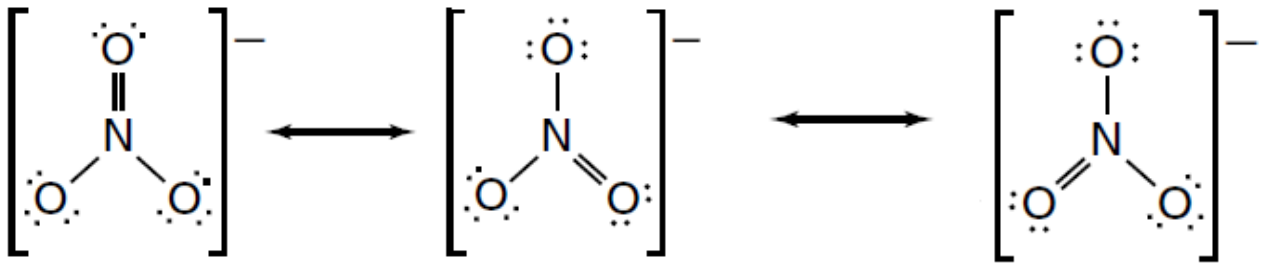
الرنين : الحالة التي تحدث عند وجود أكثر من تركيب لويس واحد للمركب أو الأيون .

ملاحظة : يحدث الرنين (وجود أكثر من تركيب لويس واحد) حينما يكون للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات روابط أحادية وثنائية في الوقت نفسه .

ملاحظة هامة / نضع الرابطة باي π حول الذرات الجانبية ثم نطبق قاعدة الثمانية .

مثال / ارسم أشكال رنين لويس لأيون النترات NO_3^- .

ج /



س / ارسم أشكال الرنين للجزيئات والأيونات الآتية :

1. NO_2^-

.....

.....

.....

.....

2. O_3

.....

.....

.....

.....

3. HCO_2^-

.....

.....

.....

.....

4. SO_3^{2-}

.....

.....

.....

.....

استثناءات قاعدة الثمانية :

س / ما الأسباب الثلاثة التي تجعل جزيء ما لا ينتمي الى الجزيئات التي تحقق قاعدة الثمانية ؟

1. يحوي الجزيء عددا فرديا من إلكترونات التكافؤ .

2. يكون الجزيء بحالة استقرار بعدد أقل من 8 إلكترونات تكافؤ .

3. يكون الجزيء بحالة استقرار بأكثر من 8 إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية الممتدة) .

أولا : الجزيء يحوي عددا فرديا من إلكترونات التكافؤ .

مثال / NO_2 (العدد الذري لـ N = 7 ,, العدد الذري لـ O = 8) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_6C$ وكذلك لـ $_8O$:

$_7N : 1S^2\ 2S^2\ 2P^3$ ($5\ e^-$) , 2 $_8O : 1S^1\ 2S^2\ 2P^4$ ($6\ e^- \times 2 = 12\ e^-$)

عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = 17 إلكترون

تركيب لويس له :

& تعد ClO_2 , NO أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد .

ثانيا : الجزيء بحالة استقرار بعدد أقل من 8 إلكترونات تكافؤ .

مثال / ثلاثي هيدريد البورون BH_3 (العدد الذري لـ B = 5 ,,, العدد الذري لـ H = 1)

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_5B$ وكذلك لـ $_1H$:

$_5B : 1S^2\ 2S^2\ 2P^1$ (3 e^-) , 3 $_1H : 1S^1$ (3 $e^- \times 1 = 3\ e^-$)

عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = 6 إلكترون

وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل , ويمكن أن تشارك بزوج إلكترونات كامل ممنوح من ذرة أخرى .

الرابطة التساهمية التناسقية : الرابطة التساهمية التي تقدم فيها إحدى الذرات زوج إلكترونات لتشارك به ذرة أخرى أو أيون للوصول الى حالة الاستقرار .

& البورون

* مجموعة 13 , شبه فلز , يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لا فلزية أخرى

ثالثا : حالة استقرار بأكثر من 8 إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية الممتدة) .

ملاحظة مهمة / تتميز عناصر الدورة الثالثة وما بعدها باحتوائه على فلك d في مستويات الطاقة لديها , وابرز العناصر التي تنطبق عليها قاعدة الثمانية الممتدة هي عنصري S , P .

مثال / ارسم تركيب لويس للجزيء XeF_4 (العدد الذري لـ Xe = 54 ,, العدد الذري لـ F = 9) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_{54}Xe$ وكذلك لـ $_9F$:

$_{54}Xe: [\ Kr\ ]\ 5S^2\ 4d^{10}\ 5P^6$ (8 e^-) , 4 $_9F : 1S^1\ 2S^2\ 2P^5$ (7 $e^- \times 4 = 28\ e^-$)

العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 24 + 3 = 36 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط (الربط) = 18 أزواج

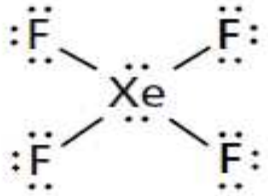
عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة (الربط) = 4 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 18 ــ 4 = 14 أزواج

نضع 3 أزواج من الإلكترونات على كل ذرة F للحصول على توزيع الثمانية , بينما الزوجين غير المرتبطين نضعها على الذرة المركزية Xe (قاعدة الثمانية الممتدة) .

ملاحظة / الزينون Xe غاز نبيل , يكون بعض المركبات عند تفاعله مع اللافلزات الشديدة الجذب للإلكترونات .

ملاحظة / بعد تطبيق قاعدة الثمانية , نضع الزيادة في أزواج الإلكترونات على الذرة المركزية (قاعدة الثمانية الممتدة)



س / ارسم تراكيب لويس الممتدة للجزيئات الآتية :

1. ClF_3 (العدد الذري لـ Cl = 17 ,, العدد الذري لـ F = 9) .

2. PCl_5 (العدد الذري لـ P = 15 ,, العدد الذري لـ Cl = 17) .

مراجعة على الدرس الثالث (التراكيب الجزيئية) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

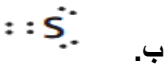
1. تكوَن ذرة السيلينيوم المركزية في سداسي فلوريد السيلينيوم قاعدة الثمانية الممتدة , ما عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة Se المركزية؟

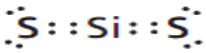
أ . 4 ب. 5 ج. 6 د. 7

2. الاسم الشائع للمركب SiI_4 هو رباعي أيودو سيلان , فما الاسم العلمي له ؟

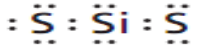
أ . رباعي يوديد السيلان ب. رباعي يود السيلان ج. يوديد السيليكون د. رباعي يوديد السيليكون

3. أي مما يأتي يمثل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السيليكون :

أ . 

ب. 

ج.

د. 

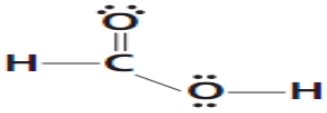
4. أي العناصر الآتية يكون جزيئا تمثل إحدى ذراته قاعدة الثمانية الممتدة ؟

أ . B ب. C ج. P د. O

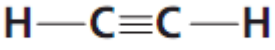
5. ما العنصر الذي يكون روابط قوية بين ذراته وذرات العناصر الأخرى ويعتبر الهيكل العظمي للمركبات العضوية ؟

أ . الكربون ب. الأوكسجين ج. الهيدروجين د. النيتروجين

6. ارسم تراكيب لويس الصحيح لكل من C_2H_2 , HCOOH .



,



7. صف تكوين الرابطة التساهمية .

ج / تجذب نواة إحدى الذرات إلكترونات الذرة الأخرى وتتشارك بإلكترون أو أكثر .

8. ما الواجب معرفته لتتمكن من رسم تراكيب لويس لجزيء ما ؟

ج / عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة .

9. ارسم تركيب لويس لكل من :

أ. CN^- (العدد الذري لـ C = 6 ,,, العدد الذري لـ N = 7)

.....

.....

.....

ب. CO_3^{2-} (العدد الذري لـ C = 6 ,,, العدد الذري لـ O = 8)

.....

.....

.....

ج. AsF_6^- (العدد الذري لـ As = 33 ,,, العدد الذري لـ F = 9)

.....

.....

.....

.....

10. ارسم أشكال الرنين لجزيء أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O .

.....

.....

.....

الدرس الرابع (أشكال الجزيئات) :

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ (نموذج VSEPR): نموذج التنافر بين إلكترونات التكافؤ والذي يعتمد على ترتيب الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية.

& **فائدته** / تحديد شكل الجزيء .

زاوية الرابطة : الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية .

* **أجب عن كل مما يأتي :**

1. لخص نظرية VSEPR للترابط .

ج / تحدد نظرية VSEPR شكل الجزيئات استنادا إلى طبيعة التنافر بين أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية .

2. كيف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير مترابط في المسافات بين أفلاك الروابط المشتركة .

ج / سوف يحتل مكانا اكبر من زوج الإلكترون المترابط , لذا يؤدي وجود زوج إلكترون غير مترابط إلى دفع أزواج الربط ليقترب بعضها من بعض .

3. قارن بين حجم الفلك الذي يحتوي زوج إلكترون مشتركا وأخر يحتوي زوج إلكترونات غير مرتبط .

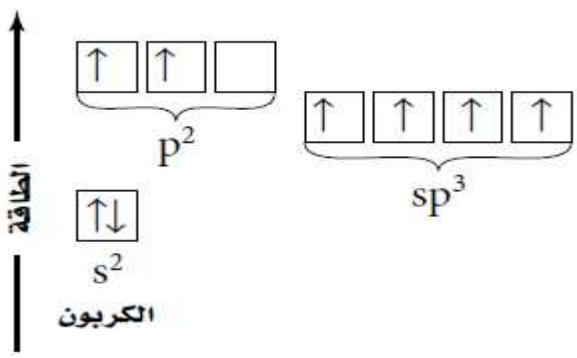
ج / يحتل الفلك الذي يحتوي زوج إلكترون غير مترابط مكانا **اكبر** من الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات مترابط .

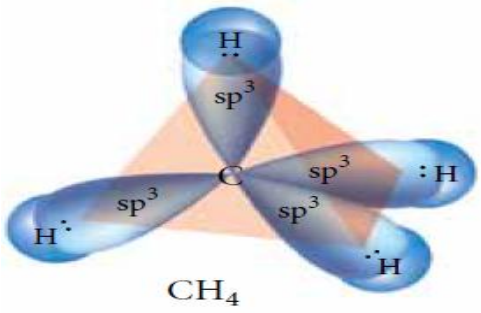
4. ما الأساس الذي بنيً عليه نموذج VSEPR ؟

ج / طبيعة تنافر أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية .

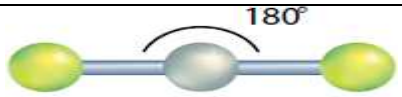
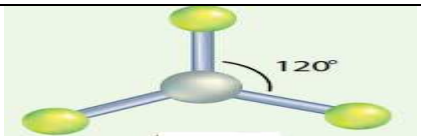
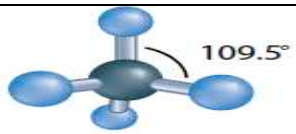
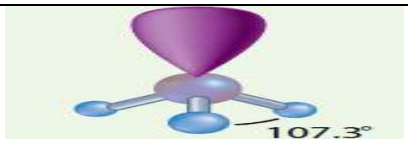
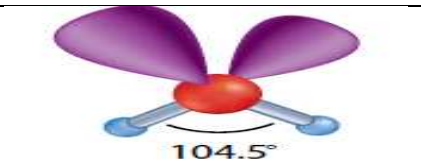
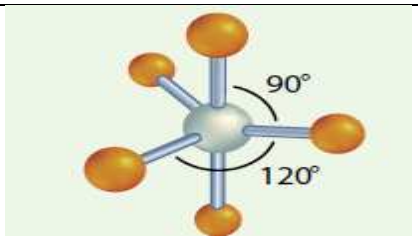
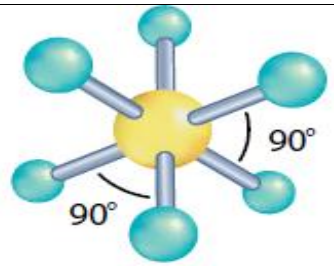
التهجين : الطريقة التي يتم فيها خلط الأفلاك الذرية لتكوين أفلاك جديدة مهجنة ومتماثلة .

مثال / جزيء الميثان CH_4 , له شكل رباعي الأوجه المنتظم .





* **الجدول التالي مهم جدا في معرفة أشكال الجزيئات (حفظ ضروري جدا) .**

أشكال الجزيئات	مثال	شكل الجزيء	الزاوية	الأفلاك المهجنة	عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة	عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية
	$BeCl_2$	خطي	180°	SP	0	2	2
	$AlCl_3$	مثلث مستو	120°	SP^2	0	3	3
	CH_4	رباعي الأوجه منتظم	109.5°	SP^3	0	4	4
	PH_3	مثلثي هرمي	107.3°	SP^3	1	3	4
	H_2O	منحني	104.5°	SP^3	2	2	4
	$NbBr_5$	ثنائي الهرم مثلثي (سداسي الأوجه)	90° 120°	$SP^3\ d$	0	5	5
	SF_6	ثماني الأوجه منتظم	90° 90°	$SP^3\ d^2$	0	6	6

س / للجزيئات والأيونات الآتية :

1. حدد الذرة المركزية , 2. الشكل الجزيئي , 3. مقدار الزاوية , 4. الأفلاك المهجنة (التهجين)

أ. جزيء PH_3 (العدد الذري لـ P = 15 ,, العدد الذري لـ H = 1) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_{15}P$ وكذلك لـ $_1H$:

$_{15}P : 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^3$ ($5\ e^-$) , $3\ _1H : 1S^1$ ($1\ e^- \times 3 = 3\ e^-$)

الذرة المركزية : الفوسفور P

العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 3 = 8 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 3 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 4 ــ 3 = 1 زوج

الشكل الجزيئي : مثلث هرمي ,,, الشكل الجزيئي ,, تركيب لويس

مقدار الزاوية : 107.3°

نوع التهجين (الأفلاك المهجنة): SP^3

&علل / تكون زاوية الرابطة في جزيء PH_3 أقل من 109.5° ؟

ج / بسبب تنافر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة (زوج واحد) الموجودة على الذرة المركزية .

ب. جزيء H_2O (العدد الذري لـ O = 8 ,, العدد الذري لـ H = 1) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_8O$ وكذلك لـ $_1H$:

$_8O : 1S^2\ 2S^2\ 2P^4$ ($6\ e^-$) , $2\ _1H : 1S^1$ ($1\ e^- \times 2 = 2\ e^-$)

الذرة المركزية : الأوكسجين O

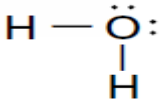
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 3 = 8 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 2 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 4 ــ 2 = 2 زوج

شكل تركيب لويس :



االشكل الجزيئي : منحني

مقدار الزاوية : 104.5°

نوع التهجين (الأفلاك المهجنة): SP^3

& علل / تكون زاوية الرابطة في جزيء H_2O أقل من 109.5° ؟

ج / بسبب تنافر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة (زوجين من الإلكترونات) حول الذرة المركزية .

ج. CH_4 (العدد الذري لـ C = 6 ,, العدد الذري لـ H = 1) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_6C$ وكذلك لـ $_1H$:

$_6C: 1S^2\ 2S^2\ 2P^2$ (4 e^-) , 4 $_1H: 1S^1$ (1 e^- × 4 = 4 e^-)

الذرة المركزية : الكربون C

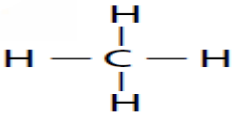
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 3 = 8 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 4 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 4 ــ 4 = 0 زوج

شكل تركيب لويس :



االشكل الجزيئي : رباعي الأوجه منتظم

مقدار الزاوية : 109.5°

نوع التهجين (الأفلاك المهجنة): SP^3

& تحوي الذرة المركزية على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط , وليس له أزواج إلكترونات غير مرتبطة مع الذرة المركزية لذا تكون الزاوية 109.5° وشكلة رباعي الأوجه منتظم .

د. جزيء PCl_5 (العدد الذري لـ P = 15 ,, العدد الذري لـ Cl = 17) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ $_{15}P$ وكذلك لـ $_{17}Cl$:

$_{15}P: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3P^3$ (5 e^-) , 5 $_{17}Cl: 1S^1\ 2S^2\ 2P^6\ 2S^2\ 3P^5$ (7 e^- × 5 = 35 e^-)

الذرة المركزية : الفوسفور P

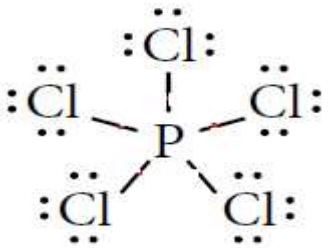
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 35 = 40 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 20 زوجا

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 5 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 20 ــ 5 = 15 زوج

شكل تركيب لويس :



االشكل الجزيئي : ثنائي الهرم المثلثي (سداسي الأوجه)

مقدار الزاوية : 90° , 120°

نوع التهجين (الأفلاك المهجنة): SP^3d

مراجعة على الدرس الرابع (أشكال الجزيئات) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. اكتب كلا مما يأتي في جدول : تركيب لويس , شكل الجزيء , زاوية ربط الأفلاك المهجنة لكل من الجزيئات الآتية :

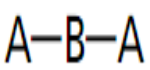
الجزيء	شكل الجزيء	نوع التهجين للأفلاك	زاوية الربط
NCl_3	مثلثي هرمي	SP^3	107
CCl_2F_2	رباعي الأوجه منتظم	SP^3	109
H_2Se	منحن	SP^3	104.5
CH_2O	مثلث مستو	SP^2	120

2. ما الشكل الجزيئي لكل جزيء مما يأتي ؟ قدر زاوية الرابطة لكل جزيء , بافتراض عدم وجود إلكترونات غير مرتبطة .

a. A—B

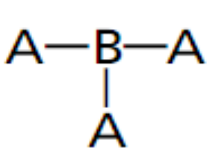
ج / (خطي , 180)

b.



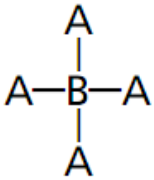
(خطي , 180)

c.



ج / (مثلث مستو , 120)

d.



(رباعي الأوجه منتظم , 109)

3. ما شكل الجزيء الذي يحتوي رابطتين تساهميتين أحاديتين ولا يحتوي على أي زوج من الإلكترونات على الذرة المركزية ؟

أ . مثلث مستو ب. خطي ج. مثلث هرمي د. رباعي الأوجه منتظم

4.أي المركبات الآتية يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل ؟

أ . CO_2 ب. $CHCl_3$ ج. AsI_3 د. BeF_2

5. أي من المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني ؟

أ . BeH_2 ب. H_2S ج. H_2O د. SeH_2

6. أي مما يأتي غير قطبي ؟

أ . H_2S ب. CCl_4 ج. SiH_3Cl د. AsH_3

7. تكوَن ذرة السيلينيوم المركزية في سداسي فلوريد السيلينيوم قاعدة الثمانية الممتدة , ما عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة Se المركزية؟

أ . 4 ب. 5 ج. 6 د. 7

8. ما شكل الجزيء ومقدار زاوية الرابطة في الأفلاك المهجنة في كل مما يأتي :

1. COS (العدد الذري لـ C = 6 ولـ O = 8 , ولـ S = 16)

2. HOF (العدد الذري لـ H = 1 , ولـ O = 8 , ولـ F = 9)

3. $SeCl_2$ (العدد الذري لـ Se = 34 , ولـ Cl = 17)

4. BF_4^- (العدد الذري لـ B = 5 , ولـ F = 9)

نشاط على الدرس الرابع ((أشكال الجزيئات):

س1 / قارن بين كل من الجزيئين CO_2 و NF_3 كما في الجدول التالي , علما بأن الأعداد الذرية : $_9F$, $_7N$, $_8O$, $_6C$

الرقم	وجه المقارنة	CO_2	NF_3
1	الذرة المركزية		
2	العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ		
3	العدد الكلي لأزواج الترابط		
4	شكل تركيب لويس		
5	اسم الشكل الجزيئي		
6	مقدار زاوية الرابطة		
7	نوع التهجين		

س2 / أيون الكبريتات SO_4^{2-} من الأيونات عديدة الذرات , فإذا علمت أن العدد الذري للأكسجين يساوي (8) , والكبريت يساوي (16) , أجب عن الأسئلة الآتية :

1. حدد الذرة المركزية .

.....

2. احسب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ .

.....

3. حدد العدد الكلي لأزواج الترابط .

.....

4. احسب عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة .

.....

5. ارسم شكل لويس .

.....

.....

.....

.....

6. ما اسم شكل الجزيء ؟ ما مقدار الزاوية ؟ ما نوع التهجين ؟

.....

س3 / أيون الكلورات ClO_3^- من الأيونات عديدة الذرات , فإذا علمت أن العدد الذري للكلور يساوي (17) , والأكسجين يساوي (8) , أجب عن الأسئلة الآتية :

1. حدد الذرة المركزية .

.....

2. احسب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ .

.....

3. حدد العدد الكلي لأزواج الترابط .

.....

4. احسب عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة .

.....

5. ارسم شكل لويس .

.....

.....

.....

.....

6. ما اسم شكل الجزيء ؟ ما مقدار الزاوية ؟ ما نوع التهجين ؟

.....

الدرس الخامس (الكهروسالبية والقطبية) :

الميل الإلكتروني , والكهروسالبية , وخواص الروابط :

الميل الإلكتروني : مقياس لقابلية الذرة على أستقبال الإلكترون .

*** يزداد الميل الإلكتروني في الدورات من اليسار الى اليمين .**

*** يقل الميل الإلكتروني في المجموعات من الأعلى الى الأسفل .**

الكهروسالبية : خاصية تشير الى قدرة ذرات العناصر على جذب الإلكترونات عند تكوين الرابطة الكيميائية .

علل / لا توجد قيم للكهروسالبية للغازات النبيلة ؟

ج / لأن الغازات النبيلة لا تتفاعل في الغالب ولا تكوَن مركبات .

جدول مهم (حفظ ضروري):

نوع الرابطة	فرق الكهروسالبية
أيونية	أكبر من 1.7
تساهمية قطبية	1.7 — 0.4
تساهمية غالبا	أقل من 0.4
تساهمية غير قطبية	0

ملاحظات :

1. الذرات المتشابهة (رابطة تساهمية غير القطبية)

مثال / H_2 (H — H) , F_2 (F — F) , O_2 (O = O)

علل / الرابطة التساهمية في الجزيئات أعلاه غير قطبية ؟

ج / لأن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين , لذا تعتبر هذه الجزيئات غير قطبية .

2. الذرات غير المتشابهة (رابطة تساهمية قطبية)

مثال / HCl (H — Cl)

علل / الرابطة التساهمية في HCl قطبية ؟

ج / لأن العناصر المختلفة فيكون لها مقادير كهروسالبية مختلفة لذا لا تتوزع الإلكترونات بالتساوي بين الذرات المختلفة فتكون الرابطة تساهمية قطبية .

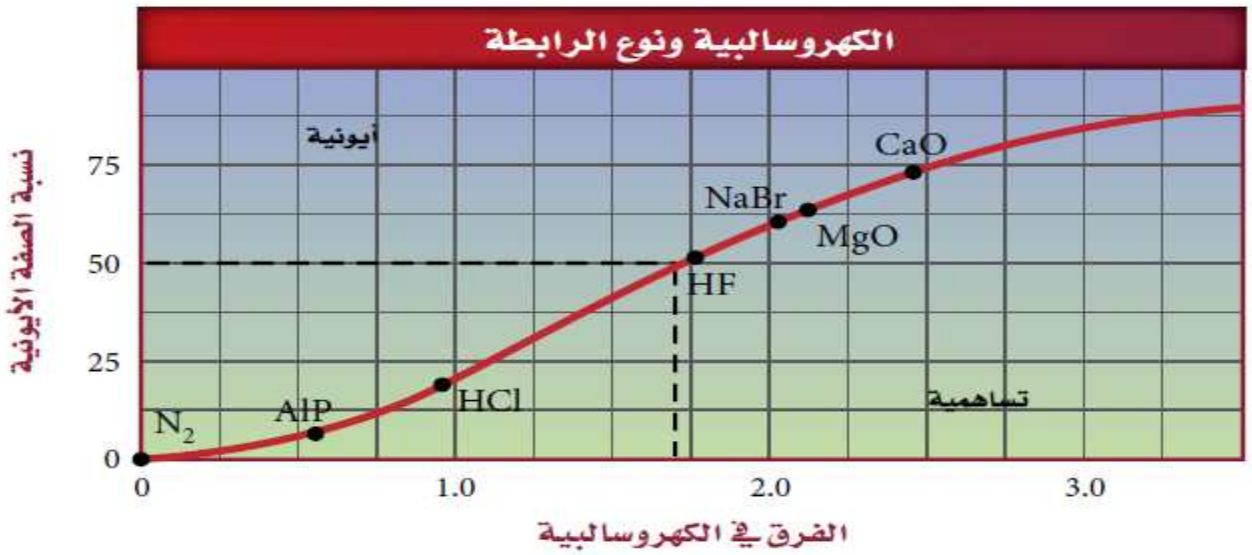
& تنشأ الرابطة الأيونية عندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة فينتقل الإلكترون من ذرة الى أخرى مما يؤدي الى تكوين رابطة أيونية .

*** عندما يكون فرق الكهروسالبية 1.7 تكون الرابطة 50 % صفة أيونية و 50% صفة تساهمية , وكلما زادت فرق الكهروسالبية زادت الصفة الأيونية .**

س / ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة تساهمية نقية ؟

ج / صفر

س2 / في الشكل الآتي :



1. حدد نسبة الخواص الأيونية لـ CaO .

ج / 74 % تقريبا .

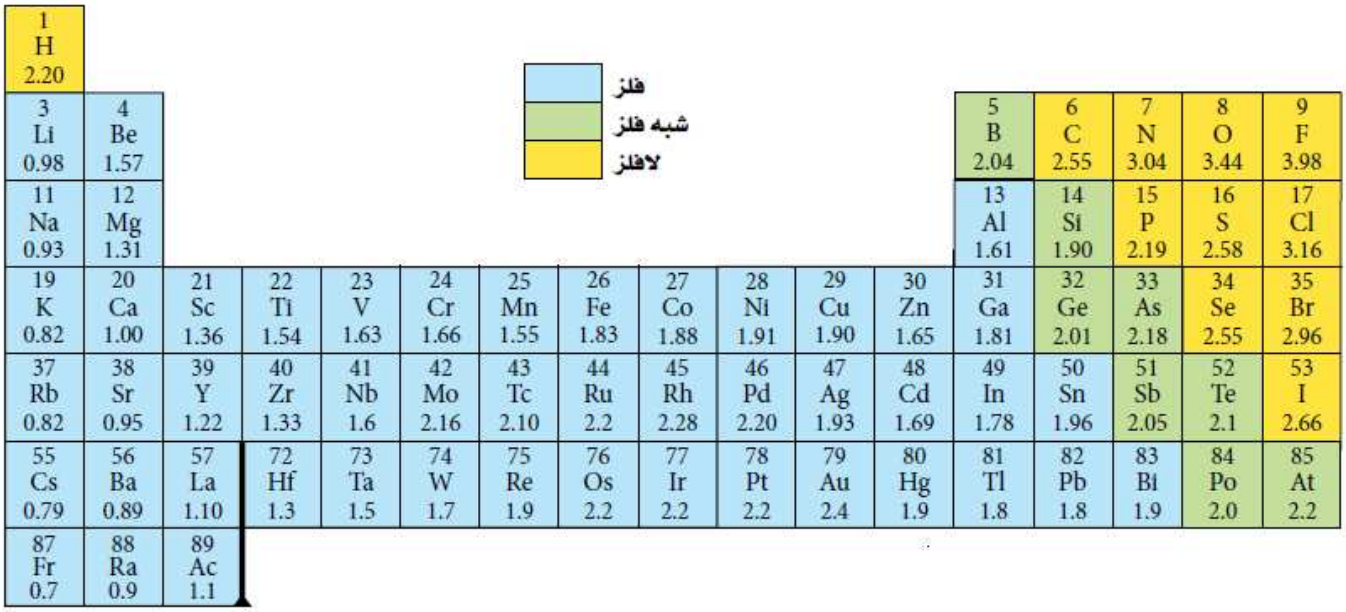
2. ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة بين ذرتين فرق الكهروسالبية 2 ؟

ج / 60 % تقريبا .

3. أين يمكن رسم LiBr على المنحنى البياني ؟

ج / الى يسار NaBr على المنحنى البياني , عند فرق في الكهروسالبية تقريبا 1.98 .

& يبين الشكل الآتي قيم الكهروسالبية لمجموعة من عناصر الجدول الدوري :



1 H 2.20																
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1														

س / بين بالحسابات الرياضية نوع الرابطة في كل مما يأتي , علما بأن قيم الكهروسالبية للعناصر

(Cs = 0.79 , C = 2.55 , F = 3.98 , Cl = 3.16 , Br = 2.96) :

1. الرابطة في ClF . ج / 3.98 — 3.16 = 0.82 (تساهمية قطبية) .

2. الرابطة في CsBr . ج / 2.96 — 0.79 = 2.17 (الرابطة أيونية) .

3. الرابطة C = C في C_2H_4 . ج / 2.55 — 2.55 = 0 (تساهمية غير قطبية) .

علل / ينحني الماء (مجرى الماء) البطيء من الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة ؟

ج / للماء جزيئات تساهمية قطبية تتأثر بالمجال الكهربائي الناتج عن البالون المشحون .

علل / لا يمكن إزالة بقعة الزيت من الأقمشة باستخدام الماء فقط ؟

ج / لأن جزيئات الماء القطبية لا تستطيع إذابة جزيئات الزيت غير القطبية .

القطبية وشكل الجزيء :

ملاحظات هامة جدا:

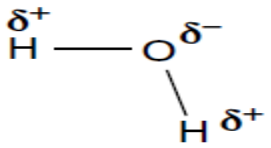
1. يمكن التنبؤ بقطبية جزيء من خلال :

أ. قطبية كل رابطة .

ب. شكل الجزيء .

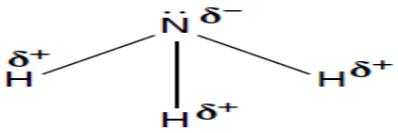
2. الجزيء المتماثلة تكون ((غير قطبية)) ,,,, 3. الجزيء غير المتماثلة ((قطبي , إذا كانت الروابط قطبية))

س / للجزيئات الآتية , أيَ منها قطبي وغير قطبي ؟



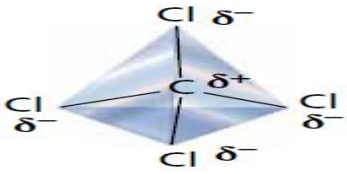
. H_2O .1

ج / قطبي , لأنها غير متماثلة (شكلها منحني) , عدم التساوي في توزيع الشحنة) .



. NH_3 .2

ج / قطبي . لأنها شكلها غير المتماثل (عدم التساوي في توزيع الشحنة) .



. CCl_4 .3

ج / غير قطبي . لأنها شكلها متماثل (تساوي في توزيع الشحنة) .

. BI_3 .4

ج / غير قطبي . لأنها شكلها متماثل (تساوي في توزيع الشحنة) .

. SF_6 .5

ج / غير قطبي . لأنها شكلها متماثل (تساوي في توزيع الشحنة) .

. SF_4 .6

ج / قطبي . لأنها شكلها غير المتماثل (عدم التساوي في توزيع الشحنة) .

. CO_2 .7

ج / غير قطبي . لأنها شكلها متماثل (تساوي في توزيع الشحنة) .

. CS_2 .8

ج / غير قطبي . لأنها شكلها متماثل (تساوي في توزيع الشحنة) .

خواص المركبات التساهمية :

* القوى بين الجزيئية : تعود الأختلافات في الخواص , نتيجة الأختلاف في قوى الجذب . ففي المركبات التساهمية تكون الروابط بين الذرات في الجزيئات قوية في حين تكون قوى الجذب بين الجزيئات ضعيفة .

& هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئية :

أ. قوى التشتت : قوى تجاذب ضعيفة بين الجزيئات غير القطبية .

مثال / جزيئات O_2 , N_2 , H_2 .

ب. قوى ثنائية القطب : قوى تجاذب بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية .

مثال / HCl ($\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{Cl}$)

ج. الرابطة الهيدروجينية : وهي أقوى أنواع القوى بين الجزيئية , وتتكون بين نهاية ذرة هيدروجين في مركب ثنائي القطب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر .

خواص المركبات التساهمية :

1. صلبة 2. غير موصلة للكهرباء 3. لينه 4. لها درجات أنصهار منخفضة

&& تعزى خواص المركبات التساهمية الجزيئية الى القوى الداخلية التي تربط الجزيئات معا ولأنها ضعيفة , لذا تكون درجات أنصهارها وغليانها منخفضة مقارنة بالمركبات الأيونية .

علل / وجود الكثير من المواد الجزيئية بالحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة .

ج / بسبب القوى الداخلية الضعيفة بين الجزيئات .

أمثلة على الغازات التساهمية في الحالة الغازية: O_2 , CO_2 , H_2S .

علل / الكثير من المركبات التساهمية لينه في الحالة الصلبة .

ج / بسبب القوى بين الجزيئات والتي تكون ضعيفة .

مثال على المواد الصلبة التساهمية اللينة هو البرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى.

المواد الصلبة التساهمية الشبكية :

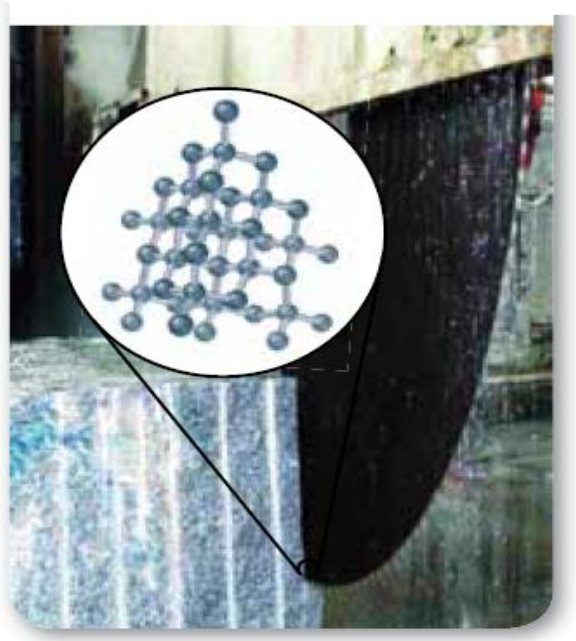
ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية ,, من أمثلتها الألماس والكوارتز .

خواصها :

1. هشة 2. غير موصلة للحرارة والكهرباء 3. شديدة الصلابة

الألماس : ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى ,
وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم يشكل نظاما بلوريا شديد الترابط
له درجة أنصهار عالية جدا .

الشكل 24-4 عادة ما تُتخذ المواد الصلبة الشبكية أدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة. وتبين الصورة شفرة منشار مغلفة بالألماس لقطع الحجر.



مراجعة على الدرس الخامس (الكهروسالبية والقطبية) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. كيف يؤثر الفرق في الكهروسالبية في خواص الرابطة .

ج / كلما زاد الفرق في الكهروسالبية , زادت الخواص الأيونية في الرابطة .

2. صف الجزيء القطبي .

ج / له كثافة إلكترونية اكبر على احد جوانب الجزيء.

3. صف أنواع الروابط مستخدما الفرق في الكهروسالبية .

ج / إذا كان الفرق صفرا فعندئذ تعد الرابطة تساهمية غير قطبية , وإذا كان الفرق بين 0.4 و 1.7 تكون الرابطة تساهمية قطبية , أما إذا كان الفرق أكبر من 1.7 تكون الرابطة أيونية .

4. ما الفرق بين الجزيء التساهمي الصلب والجزيء التساهمي الشيكي ؟ هل يوجد اختلاف في الخواص الفيزيائية ؟ فسَر إجابتك .

ج / الجزيء التساهمي الصلب يكون لينا وله درجات انصهار منخفضة بسبب القوى الجزيئية الداخلية الضعيفة . أما الجزيء التساهمي الشيكي فله درجة انصهار مرتفعة وهو شديد القساوة بسبب قوة الروابط التساهمية الشبكية .

5. أكمل الجدول الأتي :

الصلب	وصف الرابطة	خواص الصلب	مثال
أيوني	قوة جذب الأيون الموجب للأيون السالب	صلب , قاس , هش , بلوري , درجة انصهار مرتفعة , غير موصل في الحالة الصلبة	**NaCl**
جزيئي تساهمي	مشاركة الإلكترونات بين الذرات	غير صلب , درجة انصهار منخفضة , غير موصل في الحالة الصلبة	**CO_2**
فلزي	التجاذب بين الأيون الموجب والإلكترونات الحرة الحركة	بلورية لها القدرة على توصيل الحرارة والكهرباء , قابل للثني وللسحب , ودرجة انصهار مرتفعة	**Ag**
نساهمي شبكي	الذرات مرتبطة تساهميا بعدد كبير من الذرات في الشبكة البلورية	بلوري وقاس , وصلب وهش , غير موصل	الماس

6. وضح الفرق بين الجزيئات القطبية وغير القطبية ؟

ج / للجزيء غير القطبي توزيع متماثل من الشحنات , في حين للجزيئات القطبية تركيزا من الإلكترونات على طرف ما من الجزيء أكثر من الطرف الآخر .

7. قارن بين أماكن الكترونات الترابط في الرابطة التساهمية القطبية والرابطة التساهمية غير القطبية . فسر إجابتك .

ج / تكون الإلكترونات في الرابطة القطبية اقرب إلى الذرة ذات الكهروسالبية الكبرى بسبب المشاركة غير المتساوية , أما الإلكترونات في الروابط غير القطبية فتكون المشاركة فيها متساوية .

8. يعد المركب CF_4 جزيئا غير قطبي مع انه يحتوي على روابط قطبية ؟

ج / لأنه يحوي توزيع متساو للشحنة في الجزيء المتماثل .

9. ينتج الجزيء Y_2X عن اتحاد ذرة العنصر X مع ذرتين من العنصر Y . إذا علمت أن العدد الذري للعنصر X يساوي 8 والعدد الذري للعنصر Y يساوي 1 , اجب عما يأتي :

أ . ارسم شكل لويس لهذا الجزيء .

ج /

ب. هل الجزيء قطبي أم لا ؟ فسر إجابتك .

ج / الجزيء قطبي , بسبب وجود فرق في الكهروسالبية لذرات العناصر المكونة للروابط فيه .

ج. وضح نوع الفلك المهجن في هذا الجزيء .

ج / التوزيع الإلكتروني للعنصر X هو $1S^2\ 2S^2 2P^4$, تندمج مستويات الطاقة الفرعية في 2S2P ويتكون أربعة أفلاك مهجنة من نوع SP^3 .

د. فسر لماذا تكون الزوايا بين الروابط في هذا الجزيء اقل من 109.5 درجة .

ج / وذلك بسبب تنافر أزواج الإلكترونات غير المترابطة الموجودة على الذرة المركزية .

10. أشر إلى الذرة السالبة الشحنة في كل رابطة مما يأتي :

1. C – H 2. C – N 3. C – S 4. C – O

11. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية : (ارجع الى قيم الكهروسالبية بالجدول) .

1. C – O 2. C – Cl 3. C – Br 4. Si – O

12. توقع نوع الرابطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية : (ارجع الى قيم الكهروسالبية بالجدول) .

1. S و H ( ) , 2. C و H ( ) , 3. Na و S ( )

13. علل / الرابطة الأحادية للفلور F_2 اضعف من الرابطة الثنائية للأوكسجين O_2 ؟

ج / كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة وكذلك أقوى , في الأوكسجين رابطة ثنائية بينما في الفلور رابطة أحادية .

واجب / ادرس قيم الكهروسالبية الآتية ثم اجب عن الأسئلة الآتية :

Li	Be	B	C	N	O	F	Cl	Br	I
(0.98)	(1.57)	(2.04)	(2.55)	(3.04)	(3.44)	(3.98)	(3.16)	(2.96)	(2.66)

1. ماذا يحدث للكهروسالبية خلال المجموعة في الجدول الدوري للعناصر ؟

ج /

2. بيَن بالحسابات الرياضية نوع الرابطة (أيونية , تساهمية قطبية , تساهمية غير قطبية) بيَن كل مما يأتي :

أ . C و Cl :

ج /

ب. N و F :

ج /

ج. Be و F :

ج /

الفصل الخامس (الحساب والكيميائي والمول)

الدرس الأول (مولات المركبات)

ملاحظة هامة / أول ما نفكر فيه في هذا الفصل هو كيفية أستخراج المول .

1. الصيغ الكيميائية والمول :

الصيغة الكيميائية للمركب تعبر عن عدد الذرات وأنواعها الموجودة في وحدة صيغة واحدة منه .

مثال / المركب CCl_2F_2 / يتكون الجزيء الواحد من CCl_2F_2 من ذرة كربون C , وذرتي كلور Cl , وذرتي فلور F وهي مرتبطة بنسبة (1 : 2 : 2) على الترتيب . والآن , أفترض أن لديك مولا واحدا من CCl_2F_2 فهذا يعني أنه يحتوي على عدد أفوجادرو من الجسيمات والتي تمثل الجزيئات وسيبقى النسبة (1 : 2 : 2) بين ذرات F:Cl;C في مول واحد من المركب كما في جزيء واحد منه .

س / ما المعلومات التي يمكنك الحصول عليها من صيغة كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 ؟

ج / يحتوي مول واحد من مركب K_2CrO_4 على 2 مول من أيون K^+ , و 1 مول من أيونات CrO_4^{2-} .

مثال1 / احسب عدد مولات أيونات الألومنيوم Al^{3+} في 1.25 mol من Al_2O_3 .

ج / 1 مول من Al_2O_3 يحوي 2 مول من Al ,, 3 مول من O .

عدد مولات Al^{3+} = 2 × عدد مولات صيغة Al_2O_3 من السؤال

عدد مولات Al^{3+} = 2 × 1.25 = 2.5 مول .

ملاحظة هامة جدا / تعامل المجموعة الذرية معاملة الذرة الواحدة , وفي المركب $Fe_2(SO_4)_3$ تعامل المجموعة الذرية SO_4 كذرة واحدة ولأنها 3 فمعنى ذلك أنها 3 مول .

مثال2 / احسب عدد مولات أيونات الكبريتات الموجودة في 3 mol من $Fe_2(SO_4)_3$.

ج / 1 مول من $Fe_2(SO_4)_3$ يحوي 2 مول من Fe ,, 3 مول من SO_4 .

عدد مولات SO_4^{2+} = 3 × عدد مولات صيغة $Fe_2(SO_4)_3$ من السؤال

عدد مولات SO_4^{2+} = 3 × 3 = 9 مول .

س / احسب عدد مولات ذرات الهيدروجين في 1.15×10^1 من الماء .

.....

.....

.....

2. الكتلة المولية للمركبات :

قانون / كتلة مول واحد من المركب تساوي مجموع كتل الجسيمات بالمركب .

*** الكتلة النولية للمركب توضح قانون بقاء الكتلة .**

مثال / احسب الكتلة المولية لكل مركب إذا علمت أن الكتل الذرية للعناصر :
(P = 30 , N = 14 , Al = 27 , S =32 , C = 12 , O = 16 , H = 1 g / mol)

أ . H_2O .

ج / الكتلة المولية لـ H_2O = (2 × 1) + (1 × 16) = 18 جرام \ مول (g / mol) .

ب. H_2SO_4 .

ج / الكتلة المولية لـ H_2SO_4 = (2 × 1) + (1 × 32) + (4 × 16) = 98 جرام \ مول (g / mol) .

ج. $Al_2(SO_4)_3$.

ج / الكتلة المولية لـ $Al_2(SO_4)_3$ = (2 × 27) + (3 × 32) + (12 × 16) = 342 جرام \ مول (g / mol) .

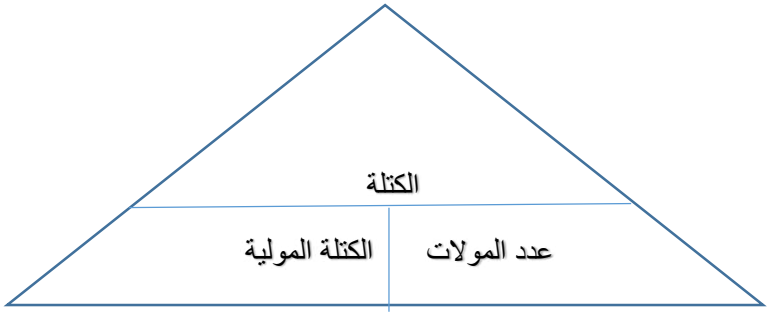
د. $(NH_4)_3PO_4$.

ج / الكتلة المولية لـ $(NH_4)_3PO_4$ =

3. تحويل المول الى كتلة والعكس :

& نستخدم القانون الآتي في الحساب :

عدد المولات = الكتلة / الكتلة المولية .



* وحدة قياس الكتلة هي الجرام (g) .

* وحدة قياس الكتلة المولية هي جرام \ مول (g / mol) .

* وحدة قياس المول هي المول mol .

مثال / ما كتلة 2.5 mol من $(C_3H_5)_2S$. إذا علمت أن الكتل المولية لعناصر S = 32.07 , C = 12.01 , H = 1.008 (g / mol).

ج / الكتلة المولية لـ $(C_3H_5)_2S$ = (6 × 12.01) + (10 × 1.008) + (1 × 32.07) = 114.21 جرام \ مول (g / mol)

الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية

الكتلة = 2.5 × 114.21

الكتلة = 286 جرام (g) .

مثال / أكتب الصيغة الكيميائية لبرمنجنات البوتاسيوم ثم احسب كتلة 2.55 mol من المركب بالجرامات (g) , (إذا علمت أن الكتل المولية لـ K = 39.098 , Mn = 54.938 , O = 16 g / mol) .

ج / الصيغة الكيميائية لبرمنجنات البوتاسيوم هي $KMnO_4$.

الكتلة المولية لـ $KMnO_4$ = (1 × 39.098) + (1 × 54.938) + (4 × 16) = 158.036 جرام \ مول (g / mol) .

الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية

الكتلة = 2.55 × 158.036

الكتلة = 403 جرام (g) .

مثال / احسب عدد مولات هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ في 325 g من المركب , (إذا علمت أن الكتل المولية لـ Ca = 40.08 , O = 16 , H = 1 g / mol) .

ج / الكتلة المولية لـ $Ca(OH)_2$ = (1 × 40.08) + (2 × 16) + (2 × 1) = 74.1 جرام \ مول (g / mol) .

عدد المولات = الكتلة \ الكتلة المولية

عدد المولات = 325 \ 74.1 = 4.39 مول mol .

مثال / صنف كلا من المركبين الى أيوني أو جزيئي , ثم احسب عدد المولات .

1. 2.5 Kg من Fe_2O_3 (الكتلة المولية لـ Fe_2O_3 = 159.69 جرام \ مول (g / mol) .

ج / Fe_2O_3 مركب أيوني .

* تحويل Kg الى g

ملاحظة هامة / لتحويل Kg الى g , نضرب في 1000 .

2.5 × 1000 = 2500 جرام (g) .

عدد المولات = الكتلة \ الكتلة المولية

عدد المولات = 2500 \ 159.69

عدد المولات = 15.7 مول mol

2. 25.4 mg من $PbCl_4$. (الكتلة المولية لـ $PbCl_4$ = 349.012 جرام \ مول (g / mol) .

ج / $PbCl_4$ مركب أيوني .

* تحويل mg الى g

ملاحظة هامة / لتحويل mg الى g , نقسم في 1000 .

25.4 \ 1000 = 0.0254 جرام (g) .

عدد المولات = الكتلة \ الكتلة المولية

عدد المولات = 0.0254 \ 349.012

عدد المولات = 7.28×10^{-5} مول mol

س / احسب عدد مولات Ca^{2+} الموجودة في 1000 mg من $CaCO_3$. (الكتلة المولية لـ Ca = 40.078 جرام \ مول (g / mol) .

.....

.....

.....

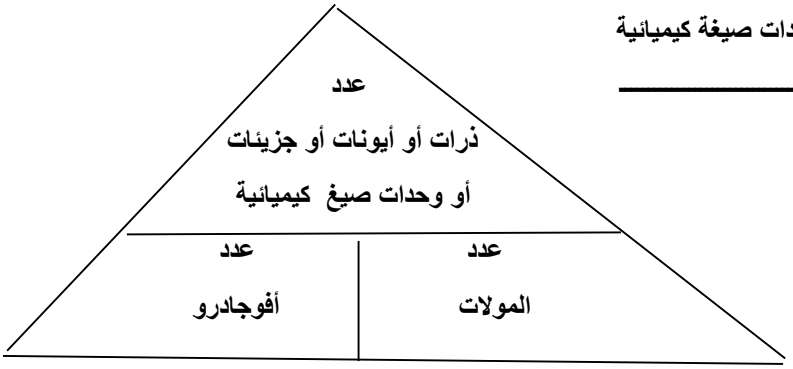
.....

.....

4. تحويل كتلة مركب الى عدد جسيمات :

* القانون الأول:

عدد المولات = عدد ذرات أو أيونات أو جزيئات او وحدات صيغة كيميائية / عدد أفوجادرو

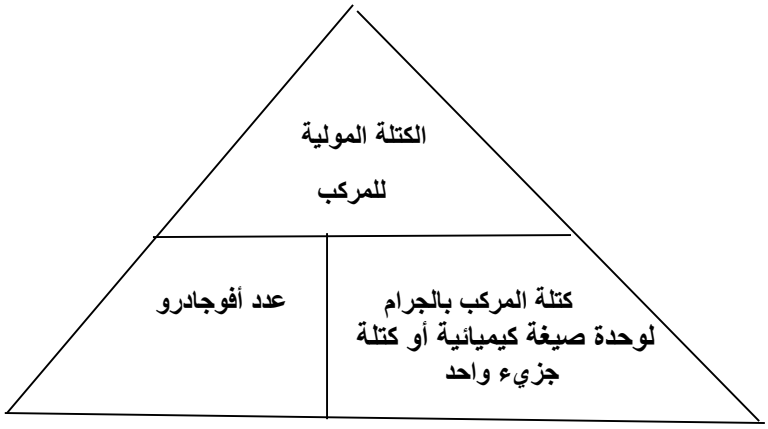


& عدد أفوجادرو يساوي 6.02×10^{23} جسيم \ مول .

* **القانون الثاني:**

$$\text{كتلة المركب بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية} = \frac{\text{الكتلة المولية للمركب}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

أ



مثال 1 / عينة من كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 كتلتها 2.25 g , أحسب :

1. عدد أيونات الصوديوم Na^+ الموجودة فيها .

2. عدد أيونات SO_3^{2-} الموجودة فيها .

3. الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة واحدة من Na_2SO_3 في العينة .

إذا علمت أن (الكتلة المولية لـ Na_2SO_3 = 126 جرام \ مول (g / mol) .

ج /

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$$

عدد المولات = 2.25 \ 126

عدد المولات = 0.018 مول

ملاحظة هامة / نركز على ملاحظة عدد الأيونات في الصيغة الكيميائية ونعوض عدد كل أيون في الصيغة ثم نضرب بعدد المولات وعدد أفوجادرو .

عدد أيونات الصوديوم $Na^+ = 0.018 \times 2 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{22} = 2.16 \times 10^{22}$ أيون من Na^+ .

عدد أيونات الكبريتيت $SO_3^{2-} = 0.018 \times 1 \times 10^{23} = 6.02 \times 10^{23} = 1.08 \times 10^{22}$ أيون من SO_3^{2-} .

$$\text{كتلة المركب بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية من } Na_2SO_3 = \frac{\text{الكتلة المولية للمركب}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

$$\text{كتلة المركب بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية من } Na_2SO_3 = \frac{126}{6.02 \times 10^{23}}$$

الكتلة بالجرام لوحدة صيغة كيميائية من $Na_2SO_3 = 2.09 \times 10^{-22}$ g

مثال 2 / عينة من كلوريد الألومنيوم كتلتها 35.6 g احسب :

1. عدد أيونات الصوديوم الألومنيوم الموجودة فيها .

2. عدد أيونات الكلور الموجودة فيها .

3. الكتلة بالجرامات لوحدة الصيغة الكيميائية من كلوريد الألومنيوم . إذا علمت أن الكتل المولية لـ Al = 27 , ولـ Cl = 35.45 جرام \ مول (g / mol) .

ج / الصيغة الكيميائية لكلوريد الألومنيوم هي $AlCl_3$.

الكتلة المولية لـ $AlCl_3$ = (1 × 27) + (3 × 35.45) = 133.35 جرام \ مول (g / mol) .

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$$

عدد المولات = 35.6 \ 133.35

عدد المولات = 0.267 مول

عدد أيونات الألومنيوم Al^{3+} = 1 × 0.267 × 6.02×10^{23} = 1.61×10^{23} أيون من الألومنيوم Al^{3+}

عدد أيونات الكلوريد Cl^- = 3 × 0.267 × 6.02×10^{23} = 4.83×10^{23} أيون من الكلوريد Cl^-

$$\text{كتلة المركب بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية من } AlCl_3 = \frac{\text{الكتلة المولية للمركب}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

$$\text{كتلة المركب بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية من } AlCl_3 = \frac{133.35}{6.02 \times 10^{23}}$$

الكتلة بالجرام لوحدة صيغة كيميائية من $AlCl_3$ = 2.21×10^{-22} g

مثال 3 / ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl التي تحتوي على 4.59×10^{24} وحدة صيغة كيميائية ؟ إذا علمت أن الكتلة المولية لـ NaCl تساوي 58.45 جرام \ مول (g / mol) .

$$\text{ج / عدد المولات} = \frac{\text{عدد وحدات الصيغة الكيميائية}}{\text{عدد أفوجادرو}}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{4.59 \times 10^{24}}{6.02 \times 10^{23}}$$

عدد المولات = 7.62 مول mol

الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية

الكتلة = 7.62 × 58.45

الكتلة = 445 جرام (g)

مراجعة على الدرس الأول (مولات المركبات) [اسئلة تقويم الكتاب المدرسي] :

1. لماذا يمكن استعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل ؟

ج / الكتلة المولية هي كتلة مول واحد من المركب , ويمكن استعمالها لتحويل مولات المركب إلى كتلة أو العكس .

2. يوجد ثلاث مركبات طبيعية للحديد هي : البايريت FeS_2 , والهيماتيت Fe_2O_3 , والسيديرات $FeCO_3$. أيها يحتوي أعلى نسبة من الحديد ؟

ج / الهيماتيت Fe_2O_3 .

نشاط على الدرس الأول (مولات المركبات) :

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. عدد مولات ذرات الأكسجين في 5 mol من P_2O_5 هو :

أ. 5 ب. 10 ج. 25 د. 35

2. المول الواحد من CO_2 يحتوي على 6.02×10^{23} من :

أ. ذرة ب. جزيء ج. جرام د. أيون

3. ما عدد أيونات OH^- الموجودة في 3 mol من $Ca(OH)_2$ ؟ علما بأن عدد أفوجادرو 6.02×10^{23} .

أ. 3 ب. 6 ج. 3.612×10^{24} د. 2.06×10^{23}

4. أيَ من المركبات الآتية له أصغر كتلة مولية ؟

أ. CO ب. CO_2 ج. H_2O د. H_2O_2

5. عدد مولات الهيدروجين الموجودة في 6.5 g من الأمونيا NH3 علما بأن الكتلة المولية للأمونيا 17 g / mol هو :

أ. 0.382 mol ب. 1.147 mol ج. 0.76470 mol د. 1.5294 mol

س2 / يوجد ثاني أكسيد السيليكون SiO_2 عادة على شكل كوارتز , فإذا كان لديك عينة من ثاني أكسيد السيليكون كتلتها 42.7 g , وعلمت أن عدد أفوجادرو يساوي 6.02×10^{23} , والكتلة المولية لـ SiO_2 = 60 جرام \ مول (g / mol) . احسب :

1. عدد مولات ثاني أكسيد السيليكون :

.....

.....

.....

2. عدد ذرات الأكسجين :

.....

.....

3. كتلة جزيء واحد من ثاني أكسيد السيليكون :

.....

.....

.....

س3 / عينة من ثاني أكسيد الكربون CO_2 كتلتها 52 g احسب :

1. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها . 2. كتلة 3 جزيئات من CO_2 بالجرامات .

(إذا علمت أن الكتل الذرية لكل من C = 12 , O = 16 , وعدد أفوجادرو = 6.02×10^{23}) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س4 / عينة من كرومات الفضة كتلتها 25.8 g , وعلمت أن عدد أفوجادرو يساوي 6.02×10^{23} , والكتلة المولية لكرومات الفضة تساوي 331.732 جرام \ مول (g / mol) . اجب عن :

1. اكتب الصيغة الكيميائية لكرومات الفضة .

2. احسب عدد الأيونات الموجبة فيها .

3. احسب عدد الأيونات السالبة فيها .

4. احسب مقدار الكتلة بالجرام لوحدة صيغة كيميائية واحدة منها .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

الدرس الثاني (الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية) :

النسب المئوية للمكونات :

النسبة المئوية للمكونات : النسبة المئوية لكل عنصر في المركب .

النسبة المئوية للمكونات من البيانات العملية :

إذا أخذت عينة كتلتها 100 g من مركب يحتوي على 55 g من عنصر X و 45 g من عنصر Y , فالنسبة المئوية بالكتلة لأي عنصر في المركب يمكن حسابها بقسمة كتلة العنصر على كتلة المركب والضرب في 100 .

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر)} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

ملاحظة هامة / تم أخذ حساب النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر) سابقا (قانون النسب الثابتة)

النسب المئوية للمكونات من خلال الصيغة الكيميائية :

النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية تحسب من القانون :

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

مثال1 / حدد النسب المئوية بالكتلة لثاني أكسيد الكربون CO_2 , إذا علمت أن الكتل المولية لكل من C = 12.01 , O = 16 جرام \ مول (g / mol) .

ج / الكتلة المولية لـ CO_2 = (12.01 × 1) + (16 × 2) = 44.01 جرام \ مول (g / mol) .

$$\%\ C = \frac{12.01 \times 1}{44.01} = \%\ 27.29$$

$$\%\ O = \frac{16 \times 2}{44.01} = \%\ 72.71$$

ملاحظة هامة / نلاحظ من صيغة المركب CO_2 أنها تتكون من ذرة واحدة من الكربون C لذا ضربنا الكتلة المولية للكربون في 1 , بينما عدد ذرات الأكسجين هي 2 لذا ضربنا الكتلة المولية للأكسجين في 2 .

مثال2 / أي المركبين الآتيين تكون فيه النسبة المئوية بالكتلة للكبريت أعلى : H_2SO_3 أم H_2SO_4 ؟ فسر إجابتك بالحسابات الكيميائية .

إذا علمت أن الكتل المولية لـ H = 1 , S = 32 , O = 16 جرام \ مول (g / mol) .

ج / الكتلة المولية لـ H_2SO_3 = (1 × 2) + (32 × 1) + (16 × 3) = 82 جرام \ مول (g / mol) .

الكتلة المولية لـ H_2SO_4 = (1 × 2) + (32 × 1) + (16 × 4) = 98 جرام \ مول (g / mol) .

$$\%\ S \text{ في } H_2SO_3 = \frac{32 \times 1}{82} = \%\ 39.02$$

$$\%\ S \text{ في } H_2SO_4 = \frac{32 \times 1}{98} = \%\ 32.65$$

من خلال الحسابات نجد أن الكبريت أعلى في H_2SO_3 .

الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية :

الصيغة الأولية : الصيغة التي تبين أصغر نسبة مولات بين إعداد الذرات النسبية في المركب, وقد تمثل أو لا تمثل الصيغة الجزيئية (الفعلية) لهذا المركب .

الصيغة الجزيئية : الصيغة التي تبين العدد الفعلي لكل عنصر في المركب .

س1 / ما المعلومات التي يجب أن يحصل عليها الكيميائي لتحديد الصيغة الأولية لمركب مجهول ؟

ج / النسبة المئوية لمكونات المركب .

س2 / / ما المعلومات التي يجب توافرها للكيميائي ليحدد الصيغة الجزيئية لمركب ؟

ج / 1. النسبة المئوية لمكونات المركب . 2. الكتلة المولية .

مثال / حدد الصيغة الأولية لمركب يتكون من 48.64 % كربون , و 8.16 % هيدروجين , و 43.20 % أكسجين . (إذا علمت أن الكتل المولية لـ C = 12.01 , H = 1.008 , O = 16 جرام \ مول (g / mol) .

ج /

عدد مولات الكربون C = $\frac{48.64}{12.01}$ = 4.050 مول (mol)

عدد مولات الهيدروجين H = $\frac{8.16}{1.008}$ = 8.10 مول (mol)

عدد مولات الأكسجين O = $\frac{43.20}{16}$ = 2.700 مول (mol)

ملاحظة هامة / يمكن الأفتراض أن النسب المئوية تمثل كتل العناصر في عينة مقدارها 100 g , لذا يمكن استبدال رمز النسبة بالوحدة g .

نجد أبسط نسبة مولية للعناصر في المركب بالقسمة على أصغر قيمة مولية وهي (2.7 مول) .

مولات الكربون C = $\frac{4.050}{2.7}$ = 1.5 مول

مولات الهيدروجين H = $\frac{8.1}{2.7}$ = 3 مول

مولات الأكسجين O = $\frac{2.7}{2.7}$ = 1 مول

نجد نسبة عددية صحيحة من خلال الضرب في أصغر رقم وهو 2 .

مولات الكربون C = 1.5 × 2 = 3 مول .

مولات الهيدروجين H = 3 × 2 = 6 مول .

مولات الأكسجين O = 1 × 2 = 2 مول .

أذن الصيغة الأولية للمركب هي $C_3H_6O_2$.

الصيغ الجزيئية :

الصيغة الجزيئية : الصيغة التي تبين العدد الفعلي لكل عنصر في المركب .

س / متى تكون الصيغة الأولية هي الصيغة الجزيئية نفسها ؟

ج / عندما تكون الأرقام السفلى لكل عنصر هي نفسها .

&& لحساب الصيغة الجزيئية لمركب نتبع ما يأتي :

1. نستخرج الصيغة الأولية . (كما مر في المثال أعلاه) .

2. نحسب الكتلة المولية للصيغة الأولية .

3. نحسب قيمة n من العلاقة :

$$n = \frac{\text{الكتلة المولية الفعلية (التجريبية)}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}}$$

الصيغة الجزيئية = n × الصيغة الأولية

مثال / يشير التحليل الكيميائي لحمض السكسنيك الى أنه يتكون من 40.68 % كربون , و 5.08 % هيدروجين , و 54.24 % أكسجين , وله كتلة مولية 118.1 g / mol . حدد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لهذا الحمض . (إذا علمت أن الكتل المولية لـ C = 12.01 , H = 1.008 , O = 16 جرام \ مول (g / mol) .

ج / عدد مولات الكربون C = $\frac{40.68}{12.01}$ = 3.387 مول (mol)

ج / عدد مولات الهيدروجين H = $\frac{5.08}{1.008}$ = 5.04 مول (mol)

ج / عدد مولات الأكسجين O = $\frac{54.24}{16}$ = 3.390 مول (mol)

نجد أبسط نسبة مولية للعناصر في المركب بالقسمة على أصغر قيمة مولية وهي (3.387 مول) .

مولات الكربون C = $\frac{3.387}{3.387}$ = 1 مول

مولات الهيدروجين H = $\frac{5.04}{3.387}$ = 1.5 مول

مولات الأكسجين O = $\frac{3.390}{3.387}$ = 1 مول

نجد نسبة عددية صحيحة من خلال الضرب في أصغر رقم وهو 2 .

مولات الكربون C = 1 × 2 = 2 مول .

مولات الهيدروجين H = 1.5 × 2 = 3 مول .

مولات الأكسجين O = 1 × 2 = 2 مول .

أذن الصيغة الأولية للمركب هي $C_2H_3O_2$.

الكتلة المولية للصيغة الأولية لـ $C_2H_3O_2$ = (12.01 × 2) + (1.008 × 3) + (16 × 2) = 59.04 جرام \ مول (g / mol) .

نجد قيمة n من العلاقة :

$$n = \frac{\text{الكتلة المولية التجريبية لحمض السكسنيك}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}} = \frac{118.1}{59.04} = 2$$

الصيغة الجزيئية = $2 \times C_2H_3O_2 = C_4H_6O_4$

نشاط على الدرس الثاني (الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية):

س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. ما الصيغة الأولية لمركب نسب مكوناته المولية : (1 mol C : 2mol H : 1 mol O) ؟

أ. CHO ب. CH_2O ج. C_2HO_2 د. $C_2H_2O_2$

2. الصيغة الأولية لحمض الإيثانويك CH3COOH هي :

أ. CH_2O ب. CH_3O_2 ج. CHO د. C_2H_2O

3. الصيغة الجزيئية لفيتامين C هي C6H8O6 فما الصيغة الأولية ؟

أ. $C_3H_4O_3$ ب. $C_2H_4O_2$ ج. CHO د. CH_2O

س2 / ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي 10.52 g Ni ,, 4.38 g C ,, 5.10 g N . (إذا علمت أن الكتل المولية لـ Ni = 58.69 , C= 12.01 , N = 14.01 جرام \ مول (g / mol) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س3 / مركب يحتوي على 6 g من الكربون , 1 g من الهيدروجين , وكتلة مولية 42 g / mol) . (إذا علمت أن الكتل المولية لـ C = 12.01 , H = 1.008 جرام \ مول (g / mol) .

1. احسب النسب المئوية لكل من الكربون والهيدروجين :

.....

.....

2. أوجد الصيغة الأولية (موضحا ذلك بالحسابات الكيميائية) :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. أوجد الصيغة الجزيئية (موضحا ذلك بالحسابات الكيميائية) :

.....

.....

.....

.....

س4 / يشير التحليل الكيميائي للإيثيلين جليكول الى يتكون من % 38.70 كربون , % 9.75 هيدروجين , والباقي أكسجين , فإذا علمت أن الكتلة المولية للإيثيلين جليكول 62.07 g / mol وأن الكتل المولية للعناصر المكوّنة له كما هي مبينة في الجدول أدناه :

العنصر	الهيدروجين	الكربون	الأكسجين
الكتلة المولية g / mol	1.008	12.01	16.00

أوجد ما يلي , مبينا ذلك بالحسابات الكيميائية :

1. احسب نسبة الأكسجين في المركب .

.....

2. الصيغة الأولية لإيثيلين جليكول .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. الصيغة الجزيئية لإيثيلين جليكول .

.....

.....

.....

.....

الدرس الثالث (حسابات المعادلات الكيميائية) :

علاقة المول بالجسيمات :

الحسابات الكيميائية : دراسة العلاقات الكمية بين كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي , اعتمادا على قانون بقاء الكتلة .

أسئلة عامة عن حسابات المعادلات الكيميائية :

1. فسر كيف (يساعدك) قانون بقاء الكتلة على تفسير معادلة كيميائية موزونة بالكتلة ؟

ج / مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة .

2. ما الخطوة الأولى في جميع الحسابات الكيميائية ؟

ج / كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة .

3. ما المعلومات التي تقدمها المعادلة الموزونة ؟

ج / تعطي العلاقة بين المواد المتفاعلة والناتجة وتستخدم المعاملات لكتابة النسب المولية بين المواد المتفاعلة والناتجة .

4. ما القانون الذي ترتكز عليه الحسابات الكيميائية ؟ وكيف تدعمه .

ج / قانون بقاء الكتلة , وتستخدم الحسابات لتحديد المواد المتفاعلة والناتجة ويجب أن تكون الكتل متساوية .

5. ما المعلومات التي يجب أن تتوافر لك لتحسب كتلة المادة الناتجة عن التفاعل الكيميائي ؟

ج / يجب توفر المعادلة الكيميائية الموزونة وكمية مادة واحدة في التفاعل بالإضافة الى المادة الناتجة التي تريد تحديدها .

6. ما العلاقات التي تستطيع أن تحددها من المعادلة الكيميائية الموزونة ؟

ج / العلاقة بين الجسيمات وعدد المولات والكتلة لكل من المواد المتفاعلة والناتجة .

مثال / يزودنا احتراق البروبان C_3H_8 بالطاقة اللازمة لتدفئة البيوت , وطهو الطعام , ولحام الأجزاء المعدنية , فسر معادلة احتراق البروبان باستعمال عدد الجسمات وعدد المولات والكتلة , ثم وضح تطبيق قانون بقاء الكتلة , إذا علمت أن الكتل المولية لـ C_3H_8 = 44.09 , و لـ O_2 = 32 , ولـ CO_2 = 44.01 , ولـ H_2O = 18.02 جرام \ مول (g / mol) . ومعادلة التفاعل هي :

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4H_2O\ (g)$$

ج / تحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد الجزيئات :

1 جزيء من C_3H_8 + 5 جزيئات من O_2 ⟶ 3 جزيئات من CO_2 + 4 جزيئات من H_2O

وتحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد المولات أيضا :

1 مول من C_3H_8 + 5 مول من O_2 ⟶ 3 مول من CO_2 + 4 مول من H_2O

وللتأكد من قانون حفظ الكتلة , نحول عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة الى كتلة , من خلال الضرب بالكتلة المولية :

كتلة C_3H_8 المتفاعلة = 1 × 44.09 = 44.09 جرام (g)

كتلة O_2 المتفاعلة = 5 × 32 = 160 جرام (g)

كتل المواد المتفاعلة = 44.09 + 160 = 204.1 جرام (g)

كتلة CO_2 = 3 × 44.01 = 132.0 جرام (g)

كتلة H_2O = 4 × 18.02 = 72.08 جرام (g)

كتل المواد الناتجة = 132.0 + 72.08 = 204.1

تطبيق قانون بقاء الكتلة مواد ناتجة 204.1 g = مواد متفاعلة 204.1 g

النسبة المولية : نسبة عدد المولات بين أي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة .

1. لماذا يجب أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة قبل أن تحدد النسب المولية ؟

ج / لأن النسب المولية بين المواد المتفاعلة والناتجة تحدد عن طريق المعاملات في المعادلة الموزونة , ولا يمكن تحديدها اذا لم تكن المعادلة موزونة .

2. لماذا تَعد النسب المولية أساس الحسابات الكيميائية ؟

ج / لأنها تسمح بتحويل عدد مولات مادة ما في المعادلة الكيميائية الموزونة لعدد مولات مادة أخرى في المعادلة نفسها .

3. كيف تستخدم الكتل المولية الحسابات الكيميائية ؟

ج / الكتلة المولية هي عامل التحويل من عدد مولات لمادة مُعطاة إلى كتلة وبالعكس .

&& نستطيع أن نستخدم العلاقات بين المعاملات لاشتقاق عوامل التحويل المسماة النسبة المولية .

مثال / حدد النسب المولية جميعها لكل من المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية :

1. $2K\,(s) + Br_2\,(L) \longrightarrow 2KBr\,(s)$

ج / $\frac{2\ mol\ K}{2\ mol\ KBr}$ و $\frac{2\ mol\ K}{1\ mol\ Br_2}$, $\frac{1\ mol\ Br_2}{2\ mol\ KBr}$ و $\frac{1\ mol\ Br_2}{2\ mol\ K}$, $\frac{2\ mol\ KBr}{1\ mol\ Br_2}$ و $\frac{2\ mol\ KBr}{2\ mol\ K}$

2. $4\,Al\,(s) + 3O_2\,(g) \longrightarrow 2Al_2O_3\,(s)$

ج / $\frac{4\ mol\ Al}{3\ mol\ O_2}$ و $\frac{4\ mol\ Al}{2\ mol\ Al_2O_3}$, $\frac{3\ mol\ O_2}{4\ mol\ Al}$ و $\frac{3\ mol\ O_2}{2\ mol\ Al_2O_3}$, $\frac{2\ mol\ Al_2O_3}{4\ mol\ Al}$ و $\frac{2\ mol\ Al_2O_3}{3\ mol\ O_2}$

3. $2HgO\,(s) \longrightarrow 2Hg\,(L) + O_2\,(g)$

ج / $\frac{2\ mol\ HgO}{2\ mol\ Hg}$ و $\frac{2\ mol\ HgO}{1\ mol\ O_2}$, $\frac{2\ mol\ Hg}{2\ mol\ HgO}$ و $\frac{2\ mol\ Hg}{1\ mol\ O_2}$, $\frac{1\ mol\ O_2}{2\ mol\ HgO}$ و $\frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ Hg}$

استخدام الحسابات الكيميائية :

1. تحويل من مول (mol) الى مول (mol) :

مثال1 / ما عدد مولات CO_2 التي تنتج من احتراق 10 mol من C_3H_8 في كمية وافرة من الأكسجين في شواية الغاز , ومعادلة التفاعل هي :

$$C_3H_8\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 3\ CO_2\ (g) + 4H_2O\ (g)$$

ج / نستخدم النسبة المولية الصحيحة لتحويل مولات المادة المعلومة C_3H_8 الى مولات المادة المجهولة CO_2 .

ملاحظة هامة / دائما عند كتابة النسبة المولية , نضع المادة المجهولة (المطلوبة) في البسط والمادة المعلومة (المعطاة) في المقام ولا ننسى قيم المعاملات من المعادلة الموزونة.

$$\text{النسبة المولية} = \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = \frac{3}{1}$$

$$\text{عدد مولات } CO_2 = 10 \times \frac{3}{1} = 30 \text{ مول (mol) من غاز } CO_2 .$$

مثال 2 / يتكون حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين والماء .

1. اكتب معادلة التفاعل مع وزنها . **2. ما عدد مولات H_2SO_4 الناتجة من تفاعل 12.5 mol من SO_2 .**

3. ما عدد مولات O_2 المطلوبة .

ج /

$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

$$\text{النسبة المولية} = \frac{2\ \text{mol}\ H_2SO_4}{2\ \text{mol}\ SO_2} = \frac{2}{2}$$

$$\text{عدد مولات } H_2SO_4 = 12.5 \times \frac{2}{2} = 12.5 \text{ مول (mol) من } H_2SO_4 .$$

$$\text{النسبة المولية} = \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ SO_2} = \frac{1}{2}$$

$$\text{عدد مولات } O_2 = 12.5 \times \frac{1}{2} = 6.25 \text{ مول (mol) من } O_2 .$$

2. تحويل من مول (mol) الى كتلة (g) :

مثال1 / احسب كتلة كلوريد الصوديوم الناتجة من تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl2 . (الكتلة المولية لـ NaCl = 58.44 جرام \ مول (g / mol) .

ج /

$$2Na + Cl2 \longrightarrow 2NaCl$$

أولا : نستخرج عدد مولات NaCl ثم كتلتها :

$$\text{النسبة المولية} = \frac{2\ \text{mol}\ NaCl}{1\ \text{mol}\ Cl_2} = \frac{2}{1}$$

$$\text{عدد مولات } NaCl = 1.25 \times \frac{2}{1} = 2.5 \text{ مول أو mol} .$$

كتلة NaCl = عدد مولات × الكتلة المولية

كتلة NaCl = 2.5 × 58.44 = 146 جرام (g) .

مثال2 / يستخلص رابع كلوريد التيتانيوم $TiCl_4$ من ثاني أكسيد التيتانيوم TiO_2 باستخدام الكلور وفحم الكوك وفق المعادلة :

$$TiO_2 + C + 2Cl_2 \longrightarrow TiCl_4 + CO_2$$

(إذا علمت أن الكتل المولية لـ Cl_2 = 70.9 ,, ولـ C = 12.01 ,, ولـ TiO_2 = 79.865 جرام \ مول (g / mol) .

1. ما كتلة غاز Cl_2 المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2 ؟

2. ما كتلة غاز Cl_2 المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2 ؟

3. ما كتلة المواد الناتجة جميعها من تفاعل 1.25 mol من TiO_2 ؟

ج /

1. النسبة المولية = $\frac{2 \text{ mol } Cl_2}{1 \text{ mol } TiO_2} = \frac{2}{1}$

عدد مولات Cl_2 = $\frac{2}{1}$ × 1.25 = 2.5 مول أو mol .

كتلة Cl_2 = 2.5 × 70.9 = 177.25 جرام (g) .

2.

النسبة المولية = $\frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } TiO_2} = \frac{1}{1}$

عدد مولات C = $\frac{1}{1}$ × 1.25 = 1.25 مول أو mol .

كتلة Cl_2 = 1.25 × 12.01 = 15.01 جرام (g) .

3. نحسب كتلة TiO_2 المستعملة :

كتلة TiO_2= 1.25 × 79.865 = 99.8 جرام (g) .

كتلة المواد المتفاعلة = 177.25 + 15.01 + 99.8 = 292.06 جرام (g)

لأن الكتلة محفوظة , لذا فإن كتلة النواتج يجب أن تساوي كتلة المتفاعلات .

كتلة المواد الناتجة = 292.06 جرام (g) .

3. تحويل من كتلة (g) الى كتلة (g) :

مثال1 / عندما تتحلل نترات الأمونيوم NH_4NO_3 , أحد أهم الأسمدة , ينتج غاز أكسيد ثنائي النيتروجين والماء . حدد كتلة H_2O الناتجة من تحلل 25 g من نترات الأمونيوم الصلبة NH_4NO_3 . (إذا علمت أن الكتل المولية لـ NH_4NO_3 = 80.04 ,, ولـ H_2O = 18.02 جرام \ مول (g / mol) . ومعادلة التفاعل :

$$NNH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

ج /

$$\text{عدد المولات } NH_4NO_3 = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{25}{80.04} = 0.312 \text{ مول أو mol}$$

$$\text{النسبة المولية} = \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} = \frac{2}{1}$$

$$\text{عدد مولات } H_2O = 0.312 \times \frac{2}{1} = 0.624 \text{ مول أو mol .}$$

$$\text{كتلة } H_2O = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$\text{كتلة } H_2O = 0.624 \times 18.02 = 11.2 \text{ جرام (g) .}$$

مثال2 / يتشكل المطر الحمضي من تفاعل SO_2 مع الأكسجين والماء في الهواء ليشكل H_2SO_4 . اكتب المعادلة الموزونة وإذا تفاعل 2.5 g من SO_2 مع الماء والأكسجين فاحسب كتلة H_2SO_4 الناتجة بالجرامات ؟ (إذا علمت أن الكتل المولية لـ H_2SO_4= 98.016 ,, ولـ SO_2 = 64 جرام \ مول (g / mol) .

ج / معادلة التفاعل :

$$2SO_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

$$\text{عدد مولات } SO_2 = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{2.5}{64} = 0.039 \text{ مول أو mol}$$

$$\text{النسبة المولية} = \frac{2 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol } SO_2} = \frac{2}{2}$$

$$\text{عدد مولات } H_2SO_4 = 0.039 \times \frac{2}{2} = 0.039 \text{ مول أو mol .}$$

$$\text{كتلة } H_2SO_4 = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$\text{كتلة } H_2SO_4 = 0.039 \times 98.016 = 3.83 \text{ جرام (g) .}$$

نشاط على الدرس الثالث (حسابات المعادلات الكيميائية):

س1 / من الخطوات الأولى في تصنيع حمض النيتريك أكسدة الأمزنيا وفقا للمعادلة الموزونة التالية :

$$4NH_3\,(g) + 5\,O_2\,(g) \longrightarrow 4NO\,(g) + 6H_2O\,(g)$$

1. حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة :

.....

.....

.....

2. كم مولا من الماء ينتج من تفاعل 1.2 mol من الأكسجين مع وفرة من الأمونيا ؟

.....

.....

.....

.....

3. كم مولا من NO يتكون باستعمال 842 g من الأمونيا مع وفرة من الأكسجين , علما بأن الكتلة المولية للأمونيا 17.04 g / mol ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س2 / يتفاعل حمض الكبريتيك مع هيدروكسيد الصوديوم وفقا للمعادلة الموزونة التالية :

$$H_2SO_4\ (aq) + 2NaOH\ (aq) \longrightarrow Na_2SO_4\ (aq) + 2H_2O\ (L)$$

1. حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة :

.....

.....

.....

2. ما عدد مولات Na_2SO_4 التي تنتج من تفاعل 1.2 mol من NaOH مع وفرة من H_2SO_4 ؟

.....

.....

.....

.....

3. ما كتلة H_2SO_4 اللازمة للتفاعل مع 0.75 mol من NaOH , علما بأن الكتلة المولية لحمض الكبريتيك 98 g / mol ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س3 / يستخدم الهيدرازين N_2H_4 وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 كمسيرات للصواريخ , ويتم التفاعل بينهما طبقا للمعادلة الكيميائية الموزونة الآتية : $7H_2O_2 + N_2H_4 \longrightarrow 2HNO_3 + 8H_2O$ „ أوجد ما يلي :

1 . عدد مولات H_2O التي تتكون عند انتاج $1.85\ mol$ من HNO_3 .

.....

.....

.....

.....

2. كم عدد مولات H_2O_2 اللازمة للتفاعل مع $22\ g$ من N_2H_4 , علما بأن الكتلة المولية للهيدرازين $32\ g / mol$.

.....

.....

.....

.....

س4 / احسب كتلة الأمونيا الناتجة من تفاعل $5.2\ g$ من الهيدروجين مع كمية وافرة من النيتروجين حسب المعادلة التالية :

$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$ „ إذا علمت أن الكتل الذرية المولية للعناصر بوحدة g / mol ($H = 1$ „ $N = 14$) .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

((أنتهى المنهج))

((مع أطيب الأمنيات بالتوفيق والنجاح للجميع))