

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية



## مذكرة كراسة الأنشطة التدريبية مقرر كيم 211

موقع المناهج ⇨ المناهج البحرينية ⇨ الصف الثاني الثانوي ⇨ كيمياء ⇨ الفصل الأول ⇨ مذكرات وبنوك ⇨ الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2024-10-27 22:08:22

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب | اختبارات الكترونية | اختبارات | حلول | عروض بوربوينت | أوراق عمل  
منهج انجليزي | ملخصات وتقارير | مذكرات وبنوك | الامتحان النهائي للمدرس

المزيد من مادة  
كيمياء:

## التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي



صفحة المناهج  
البحرينية على  
فيسبوك

الرياضيات

اللغة الانجليزية

اللغة العربية

التربية الاسلامية

المواد على تلغرام

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

مذكرة كيم 211	1
مذكرة الجزء النظري كيم 211	2
دليل المعلم في مادة الكيمياء كيم 211	3
تلخيص تدرج خواص العناصر	4
نموذج إجابة أسئلة امتحان نهاية العام الدراسي 2019/2020	5



## كراسة الأنشطة التدريبية

### لمقرر الكيمياء 2 ( 211 )

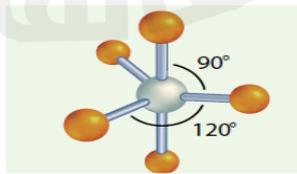
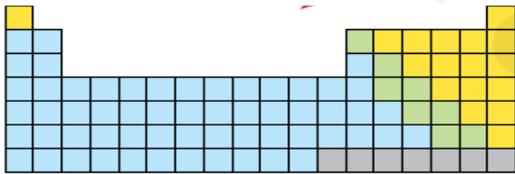
للصف الثاني الثانوي - الفصل الدراسي الأول

للعام الدراسي 2024 / 2025 م

اسم الطالب : .....

الصف : ..... / 2024

إعداد الدكتور: وطبان جابر



الفصل الأول : الإلكترونات في الذراتالدرس الأول : نظرية الكم والذرةنموذج بور الذري :

مستويات الطاقة للهيدروجين : اقترح بور عدة اقتراحات لذرة الهيدروجين :

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

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

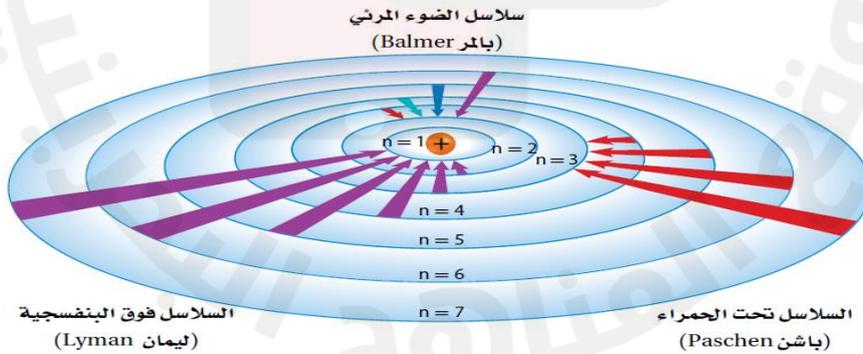
6. حسب بور نصف القطر لكل مدار ولاحظ أنه بزيادة مقدار n تقترب مستويات الطاقة من بعضها أي أن المدارات لا تبعد عن بعضها مسافات متساوية .

حالة الاستقرار: حالة الذرة في أدنى مستوى طاقة لها .

حالة الإثارة: حالة الذرة عندما تكتسب طاقة .

8 طيف الهيدروجين الخطي :

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



علل / ينتج سلوك الإلكترون في الذرة ألوانا مختلفة الضوء ؟

ج / عندما تعود الإلكترونات 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 الإلكترون المثار من مستوى طاقة أعلى الى مستوى أقل 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 الإلكترونات 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 :

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

حيث  $\lambda$  = تمثل طول الموجة

$h$  = ثابت بلانك

$m$  = تمثل كتلة الجسيم

$v$  = سرعة الجسيم

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

علل / لا يمكن ملاحظة الموجة المصاحبة للجسم الكبير ؟

ج / لأن طول الموجة المصاحبة له تكون صغيرة جداً لدرجة انه لا يمكن قياسها . (العلاقة بين حجم الجسم والطول الموجي له علاقة عكسية)

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



\*\* لكي نرى الإلكترون فيجب أن يسقط عليه فوتون , فيمتص الإلكترون طاقة الفوتون التي تؤدي لتغير سرعة ومكان الإلكترون .

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

علل / لماذا تتغير طاقة الفوتون ؟ ج / لأن بعض من هذه الطاقة نقلت الى الإلكترون

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

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

علل / من المستحيل تحديد موقع وسرعة الإلكترون بدقة في الوقت نفسه حسب مبدأ هايزنبرج للشك .

ج / لان الفوتون المرسل لقياس سرعة الإلكترون يعمل على تغيير موقعه بسهولة .

& 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 الإلكترونات على أنها موجات .

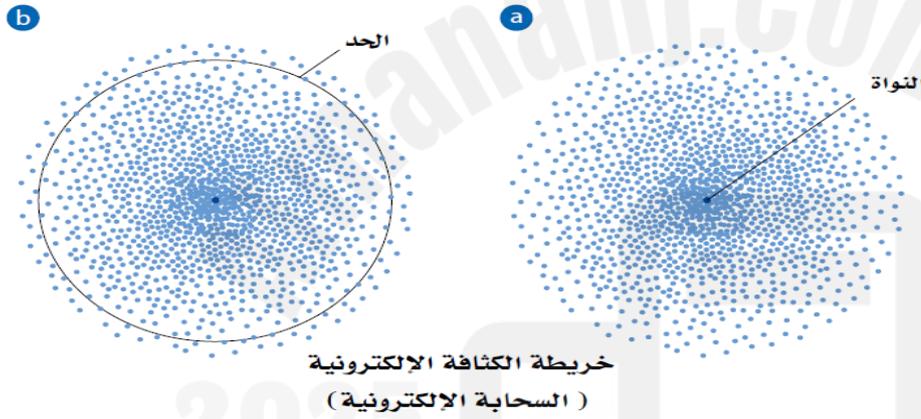
س1 / قارن بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة ؟

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

موقع الإلكترون المحتمل :

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

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



الشكل 1-5 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 جداً.

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

س2 / صف أين توجد الإلكترونات في ذرة ما ؟

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

الأفلاك الذرية للهيدروجين :

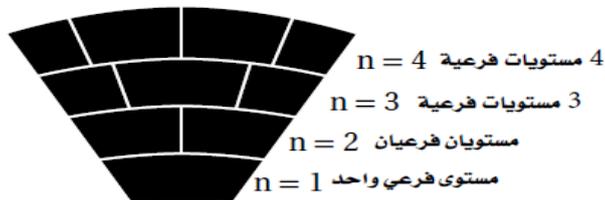
عدد الكم الرئيسي (  $n$  ) : عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجم النسبية وطاقات الأفلاك الذرية .

& كلما ازدادت قيمة  $n$  زاد حجم الفلك , لذا يحتاج الإلكترون الى وقت أكبر بعيداً عن النواة فتزداد طاقة الذرة . لذا تحدد  $n$  مستويات الطاقة الرئيسية للذرة وعددهم 7 وكل مستوى من مستويات الطاقة يسمى مستوى الطاقة الرئيسي .

مستوى الطاقة الرئيسي : أحد مستويات الطاقة الرئيسية في الذرة .

مستوى الطاقة الفرعي : تكون مستويات الطاقة الفرعية مستوى الطاقة الرئيسي .

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



س3 / وضح العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والمستويات الفرعية ؟

ج / يزداد عدد المستويات الفرعية للطاقة في مستوى رئيسي للطاقة كلما

ازدادت قيمة  $n$  .

أشكال الأفلاك :

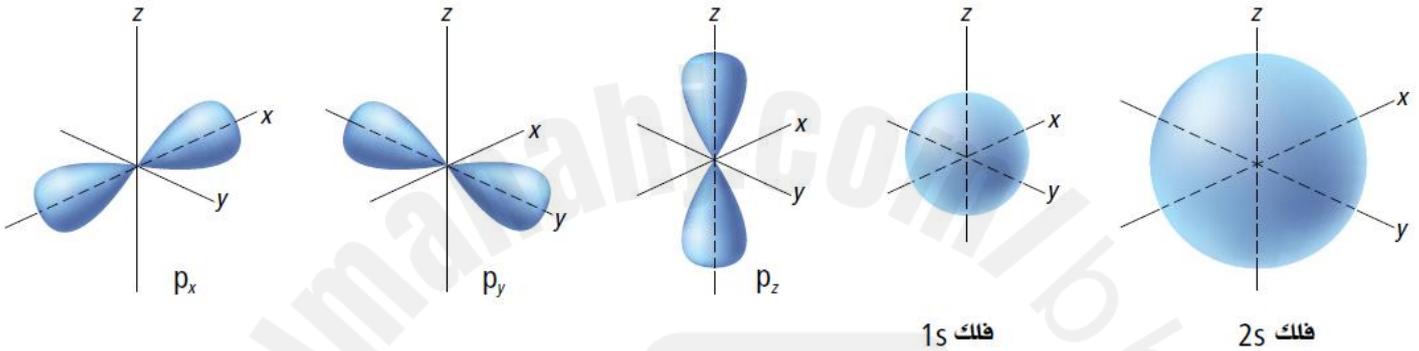
تسمى المستويات الفرعية  $s, p, d, f$  حسب أشكال الذرة .

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

& يحتوي كل فلك على إلكترونين 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  $2pz$  , وتعتبر الأحرف  $x$  و  $y$  و  $z$  عن اتجاهات المستويات الفرعية  $p$  على المحاور  $x$  و  $y$  و  $z$  ( الرسم للأفلاك حفظ ) .

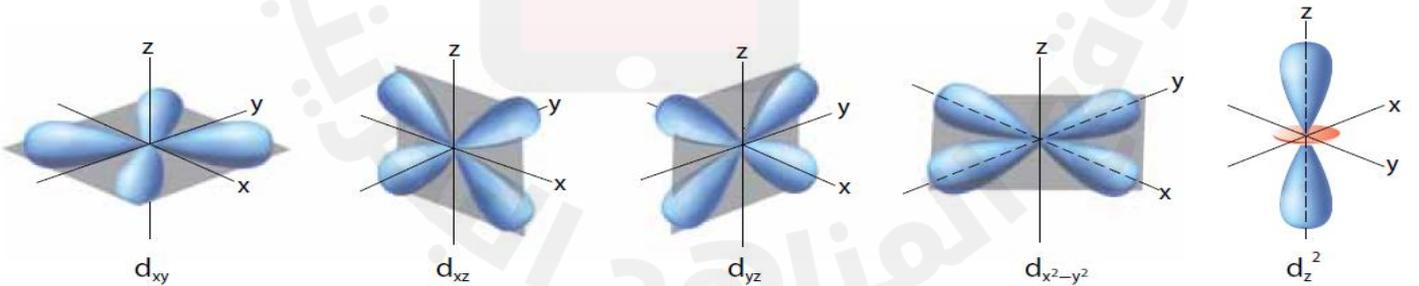


a. أفلاك  $s$  جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيسي .  
b. لأفلاك  $p$  الثلاثة أشكال فضية موجهة نحو المحاور الثلاثة  $x, y, z$  .

س4 / صف أشكال الأفلاك  $s$  و  $p$  .

ج / أفلاك  $s$  كروية , وأما أفلاك  $p$  الثلاثة فلها أشكال فضية 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  $d_{z^2}$  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 الإلكترونات من العلاقة ( عدد الإلكترونات =  $2n^2$  , 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 الأفلاك 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. مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع يساوي :

أ. 8      ب. 4      ج. 16      د. 32

5. ما أكبر عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يتواجد في المستوى الفرعي 4f ؟

أ. 4      ب. 7      ج. 11      د. 14

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

أ. 8      ب. 16      ج. 4      د. 32

7. ما أكبر عدد من الإلكترونات الذي يمكن أن يتواجد في المستوى الفرعي  $2p$  ؟  
 أ. 2      ب. 3      ج. 6      د. 8
8. أقصى عدد للإلكترونات 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 للإلكترونات يمكن أن تتواجد في مستوى الطاقة الرئيسي السادس للذرة نظريا ؟  
 أ. 8      ب. 12      ج. 16      د. 72
11. أقصى عدد للإلكترونات 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 الإلكترونات على أنها :  
 أ. شحنات      ب. كتل      ج. جسيمات      د. موجات
14. ماذا تمثل كل نقطة في السحابة الإلكترونية للإلكترون عند لحظة معينة ؟  
 أ. شحنة      ب. موقع      ج. كتلة      د. سرعة
15. ما أعلى قيمة للطاقة يمكن للإلكترون ذرة الهيدروجين أن يطلقها عند انتقاله خلال المستويات الرئيسية الآتية ؟ ك  
 أ. من  $n=3$  إلى  $n=4$       ب. من  $n=1$  إلى  $n=3$       ج. من  $n=6$  إلى  $n=4$       د. من  $n=7$  إلى  $n=6$

**واجب على الدرس الأول (نظرية الكم والذرة):**

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

.....

.....

س2 / عدد المستويات الفرعية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية الأربعة لذرة الهيدروجين .

.....

.....

الدرس الثاني : التوزيع الإلكترونيالتوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

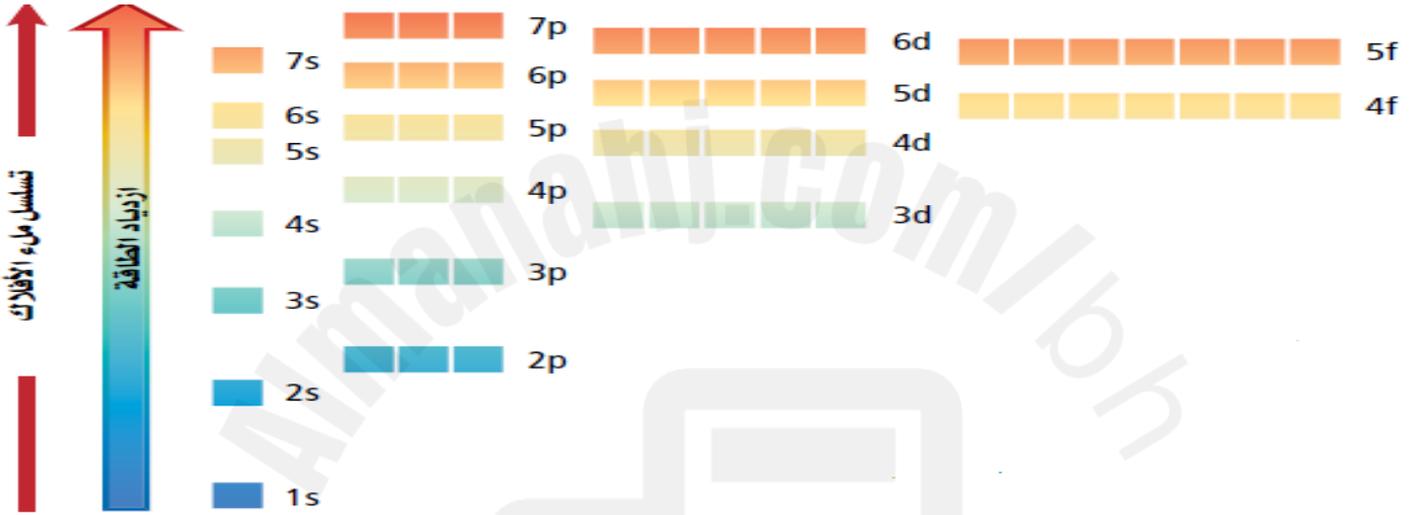
التوزيع الإلكتروني : ترتيب الإلكترونات في الذرة .

علل / تميل الإلكترونات 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 الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والاكثر ثباتا بالتوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعنصر , وتحكم المبادئ او القواعد – مبدأ أوفباو ومبدأ باولي وقاعدة هوند – كيفية ترتيب الإلكترونات في أفلاك الذرة .

1. مبدأ أوفباو : كل الكترون يسعى لأن يكون في الفلك 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. مبدأ باولي : الفلك لا يمكن أن يتسع لأكثر من إلكترونين على أن لا يكون لهما نفس اتجاه الحركة .

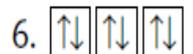
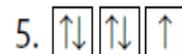
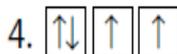
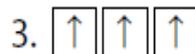
علل / يكون الحد الأعلى للإلكترونات المرتبطة مع كل مستوى طاقة رئيس مساويا  $2n^2$  .

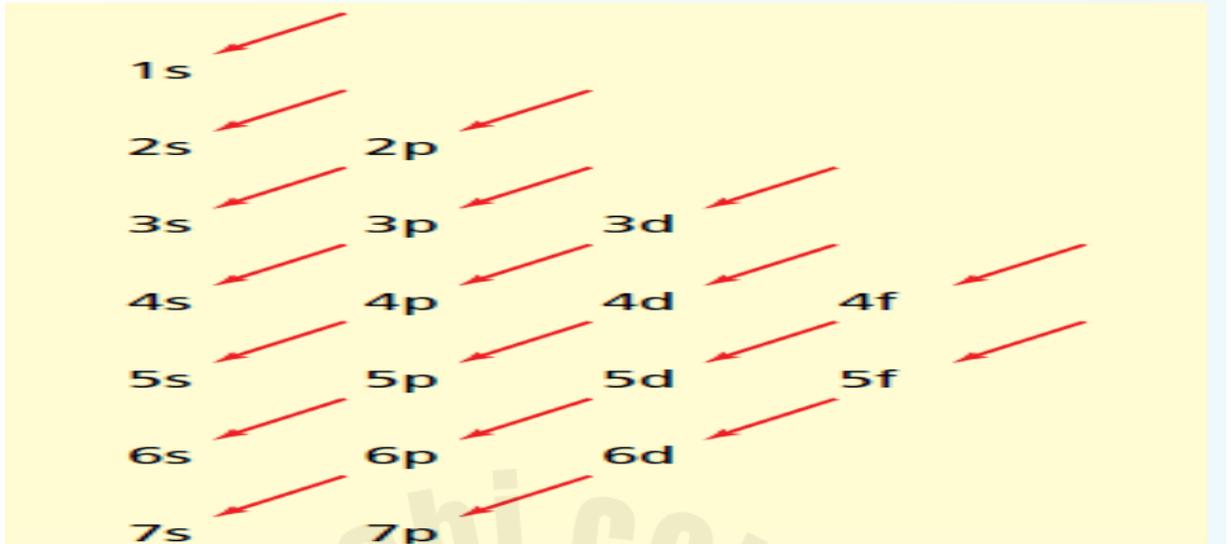
ج / لأن كل فلك لا يستطيع احتواء أكثر من إلكترونين .

3. قاعدة هوند : تعبئة الإلكترونات في الأفلاك المتساوية الطاقة يتم بشكل فردي قبل البدء بإضافة الإلكترون الثاني لنفس الفلك إذ لا يمكن لإلكترونين أن يكون لهما نفس اتجاه الحركة .

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

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



ويوضح الرسم الآتيتسلسل ملأ الإلكترونات ( حفظ ضروري ) .

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

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

التوزيع الإلكتروني : 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 أسا يمثل عدد الإلكترونات في الفلك . وكما موضح بالجدول :

الترميز الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك للعناصر من 1 إلى 10

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

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 ) Ar
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 ):



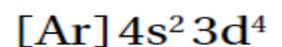
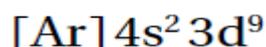
س / نشاط على كتابة التوزيع الإلكتروني . أكمل الجدول الآتي :

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:

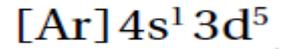
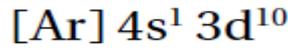
هناك بعض الاستثناءات في كتابة التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة الصحيحة للعناصر

مثال // الكروم  $24\text{Cr}$  و النحاس  $29\text{Cu}$  يكون التوزيع الإلكتروني لهما على الترتيب هو



حيث يكون التوزيع الإلكتروني أعلاه غير صحيح

والصحيح هو:



والسبب هو:

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

وتوجد أمثلة أخرى لعناصر لها استثناءات منها ( **Mo** , **Ag** , **Au** , **W** , ... ) .

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

مثال 1 / حدد إلكترونات التكافؤ في ذرة الكبريت ( **S** ) .

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

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

مثال 2 / حدد إلكترونات التكافؤ في ذرة السيزيوم ( **Cs** ) .

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

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 :

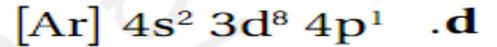
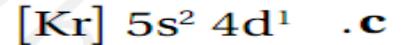
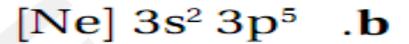
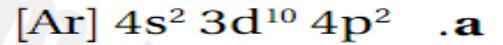
#### الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات

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

نشاط على الدرس الأول والثاني:

1. ما أقصى عدد من الإلكترونات نظرياً يمكن أن يوجد في أفلاك الذرة التي لديها أعداد الكم الرئيسية الآتية :  
 أ. 3 / ج 18 / ج. 5 / ج 50 / ج 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 = 6 ) / 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 ج.  $[Xe] 6s^2 4f^4$  / ج Nd

- ب.  $[Ar] 4s^2$  / ج Ca د.  $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^4$  / ج Te
5. أي ترميز إلكتروني مما يلي يصف الذرة في حالة الإثارة ؟



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

a.  $\begin{array}{|c|c|c|c|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & & & \\ \hline 3s & & 3p & & 4s & & 3d & & & \\ \hline \end{array}$

b.  $\begin{array}{|c|c|c|c|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & & \\ \hline 3s & & 3p & & 4s & & 3d & & & \\ \hline \end{array}$

c.  $\begin{array}{|c|c|c|c|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & & & \\ \hline 3s & & 3p & & 4s & & 3d & & & \\ \hline \end{array}$

d.  $\begin{array}{|c|c|c|c|c|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow\downarrow & & & \\ \hline 3s & & 3p & & 4s & & 3d & & & \\ \hline \end{array}$

7. في التوزيع الإلكتروني لعنصر الكالسيوم  $20Ca$  يتم ملء المستوى الفرعي  $4s$  قبل  $3d$  .

/ ج

8. ما التوزيع الإلكتروني لذرة  $29X$  :

/ ج

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

/ ج

10. ما أكبر 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 خاصة لأوفباو ؟

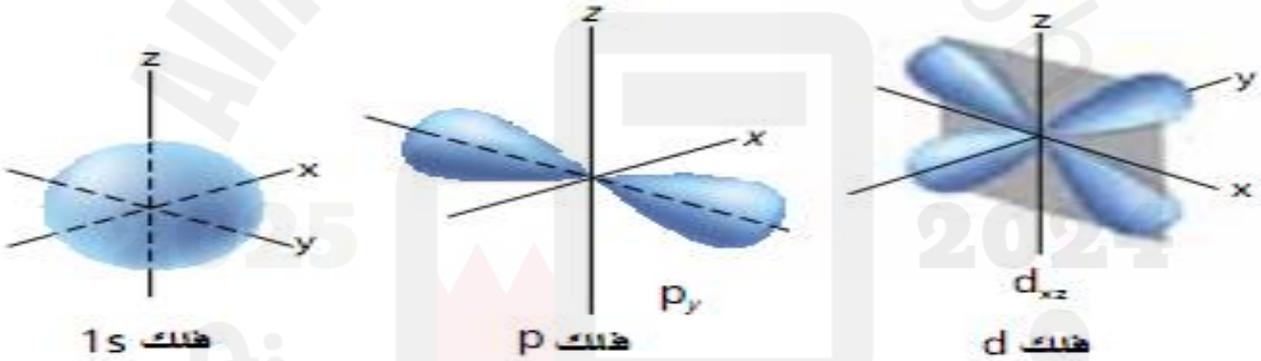
أ . طاقة الأفلاك الثلاثة في المستوى 2P أقل من الفلك 2S .

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 الآتي 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 Cu 29 :

ب.  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^9$

أ.  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10}$

د.  $1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^1 3d^{10}$

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

19. كم عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة التي توزيعها الإلكتروني :  $[10Ne] 3S^2 3P^5$  ؟

د. 21

ج. 7

ب. 5

أ. 3

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

ب.  $[Kr] 6S^1 5d^{10} 4f^{14}$

أ.  $[Xe] 6S^2 4f^{14} 5d^9$

د.  $[Kr] 6S^2 4f^{13} 5d^5$

ج.  $[Xe] 6S^1 4f^{14} 5d^{10}$

21. ما العدد الذري للعنصر الذي يشبهه في خواصه العنصر الذي عدده الذري 4 ؟

د. 21

ج. 19

ب. 12

أ. 8

22. على أي أساس يمكن تفسير وجود ثلاث إلكترونات مفردة في ذرة النيتروجين N وهي في حالتها المستقرة ؟

د. مبدأ البناء التصاعدي

ج. مبدأ عدم التأكد

ب. قاعدة هوند

أ. مبدأ الاستبعاد لباولي

واجب على الدرس الثاني (التوزيع الإلكتروني):

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 العناصرالدرس الأول : تطور الجدول الدوري الحديثتطور الجدول الدوري:

8 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 .

علل 1 / واجه قانون الثمانيات معارضة آنذاك ؟

ج / لأنه لم يكن ينطبق على العناصر المعروفة جميعها .

علل 2 / لم يتقبل العلماء كلمة الثمانيات ؟

ج / لأنهم اعتبروا المقارنة الموسيقية تعبير غير علمي .

العيوب ( الأخطاء ):

1. لم ينطبق قانون الثمانيات على جميع العناصر

2. وصف ترتيب العناصر كترتيب الانغام الموسيقية

وهذا 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 لكتلتها 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 .

علل 3 / 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 , والتنبؤ 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 الانتقالية : العناصر التي توجد في المجموعات من 3 الى 12 في الجدول الدوري وتقسّم الى فلزات انتقالية وفلزات انتقالية داخلية .

& وتقسّم العناصر الانتقالية الى :

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

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

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 الإنسان ( يشكل 65% من كتلته ) .

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

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 .

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 / لإكمال 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 ربات آلي على صورة سمكة ؟

ج / لأن راتنج السيليكون يصبح ليّنا في الماء فيكون الروبوت 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 . الجيرمانيوم 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 تبعاً 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 وفقاً لكتلتها 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. أي عنصر مركباته تضاف إلى 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 إلى 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
13. ما عدد الإلكترونات المتواجدة في المستوى الفرعي 4s لعنصر كيميائي يحتوي على 24 إلكترون ؟  
 أ. 0      ب. 1      ج. 2      د. 3
14. ما التوزيع الإلكتروني العام لمدار التكافؤ لأيون الفوسفور الأكثر استقراراً ، إذا كان العدد الذري للفوسفور = 15 ؟  
 أ.  $3s^2 3p^2$       ب.  $3s^2 3p^3$       ج.  $3s^2 3p^5$       د.  $3s^2 3p^6$
15. ما العدد الذري للعنصر X إذا كان التوزيع الإلكتروني لأيون  $X^{2+}$  ينتهي بالفلك  $4p^3$  ؟  
 أ. 35      ب. 33      ج. 31      د. 25

الدرس الثاني ( تصنيف العناصر ) :ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني :

8. 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  $f, d, p, s$  ؟

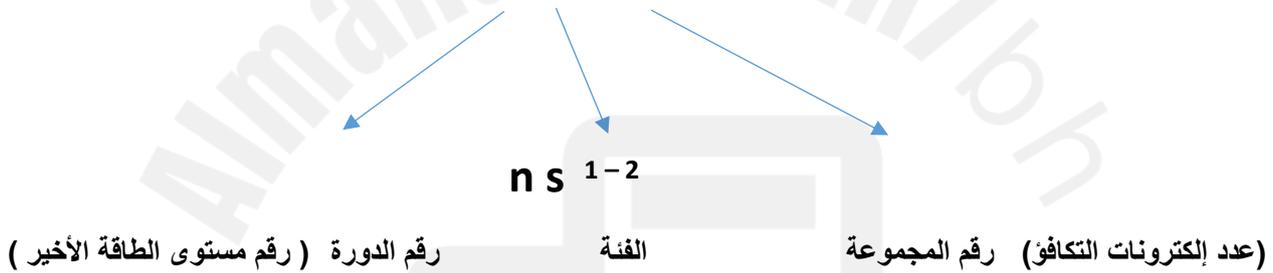
ج / لوجود أربعة مستويات طاقة فرعية (  $s, p, d, f$  ) . تحتوي إلكترونات التكافؤ .

تحديد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة :ملاحظة هامة جدا :

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

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 ) :



مثال 1 // حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الليثيوم  $Li$  ؟

ج // نكتب التوزيع الإلكتروني لليثيوم :  $3 Li : 1S^2 2S^1$

رقم الدورة = 2

رقم المجموعة = 1

الفئة s

مثال 2 / حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الكالسيوم  $Ca$  ؟

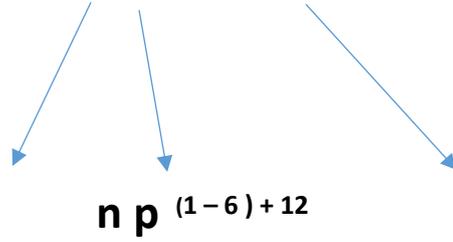
ج // نكتب التوزيع الإلكتروني للكالسيوم :  $20 Ca : [ Ar ] 4S^2$

رقم الدورة = 4

رقم المجموعة = 2    الفئة s

علل / فئة s تشتمل على مجموعتين فقط ؟

ج / لأن أفلاك s تتسع لإلكترونين على الأكثر .

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

(عدد إلكترونات التكافؤ في فلك  $12 + P$ ) رقم المجموعة      الفئة      رقم الدورة (رقم مستوى الطاقة الأخير)  
 مثال 3 / حدد رقم الدورة ورقم المجموعة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الفلور F و g ؟

ج // نكتب التوزيع الإلكتروني للفلور :  $F : 1S^2 2S^2 2P^5$  و

رقم الدورة = 2

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

الفئة = p

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

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

علل / عناصر الفئة p تمتد على مدى 6 مجموعات ؟

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

3. عناصر الفلك d :

رقم الدورة (رقم مستوى الطاقة الأخير)

الفئة

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

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

رقم الدورة = 4

الفئة = d

رقم المجموعة = 6

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

ج / لأن أفلاك d الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات .

## 4. عناصر الفلك f :

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

علل / يتسع الفلك f لـ 14 إلكترونًا كحد أقصى .

ج / لوجود 7 أفلاك في المستوى الفرعي f .

ملاحظات هامة :

1. الدورة رقم 1 تحتوي على عناصر الفئة s فقط .

2. الدورة رقم 2 و 3 تحتوي على عناصر الفئة s و p .

3. الدورة رقم 4 و 5 تحتوي على عناصر الفئة s و p و d .

4. الدورة رقم 6 و 7 تحتوي على عناصر الفئة s و p و d و f .

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

1. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا ؟ ج //  $ns^2np^6$  حيث n هو مستوى الطاقة

2. ما علاقته 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 الإلكتروني	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 الآتي :

الدورة	المجموعة	رمز العنصر	التوزيع الإلكتروني
3		Mg	$[Ne]3s^2$
4	14	Ge	
	12	Cd	$[Kr]5s^2 4d^{10}$
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 لكتلتها 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 نزعها (فقدانه).

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

ج //

10. أكمل الجدول الآتي :

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	المجموعة	نوع العنصر ( فلز , لا فلز , شبه فلز )
12Mg	التمثيل النقطي				
19K	أقرب غاز نبيل				
9F	رسم الأفلاك				

11. ثلاثة عناصر ( 16 Z , 9 Y , 19 X ) .

أ . اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من :

أ . 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 :  $3P^5 3S^2 [Ne]$  ؟

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  $4S^2 3d^{10} 4P^3$  [  $_{18}Ar$  ] في الجدول وفتتها ؟

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

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

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

5. فيم يتشابهه العنصر M مع أيونه  $M^{2-}$  ؟ :

أ. عدد الإلكترونات      ب. الحجم الذري      ج. جهد التأين      د. عدد البروتونات

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. فئة 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		
الفئة		
نوع العنصر ( فلز - لافلز - شبه فلز - غاز نبيل )		
عدد إلكترونات التكافؤ		

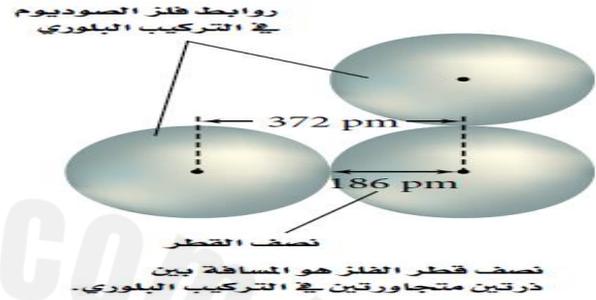
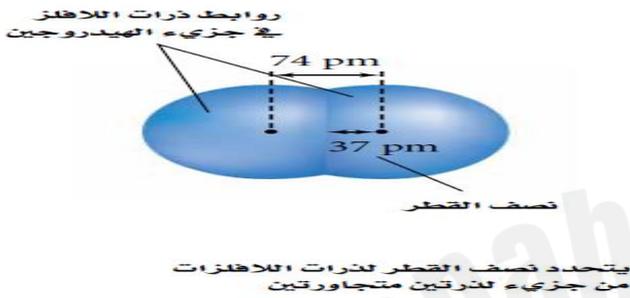
الدرس الثالث ( تدرج خواص العناصر ):

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



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

\* تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكونها الذرات .

\* 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 والإلكترونات التكافؤ فيقل الحجم الذري .

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

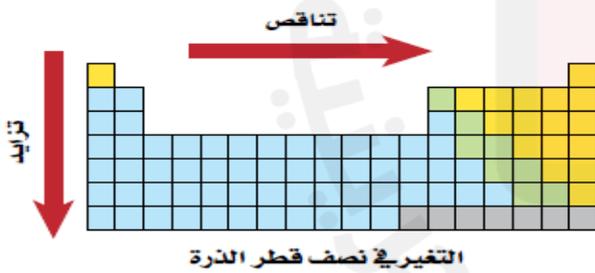
ج / بسبب زيادة حجم المستويات الخارجية مع زيادة رقم المستوى الرئيسي أو دخول مستويات جديدة .

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 .

2. نصف قطر الأيون :

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

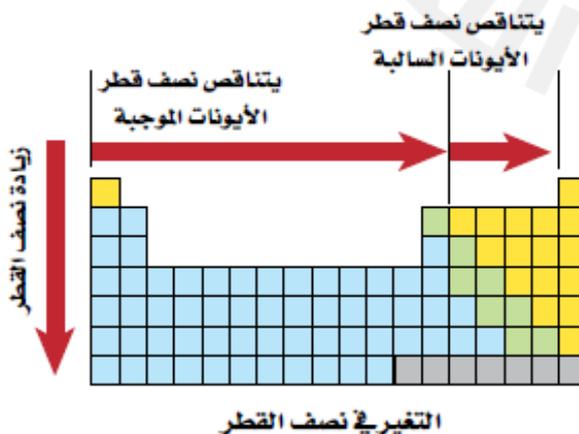
ملاحظة هامة 1 : دائما حجم الأيون الموجب أصغر من حجم ذرته المتعادلة .

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

ج / بسبب فقد مدار خارجي نتيجة فقد الإلكترونات فيقل التنافر

الكهروستاتيكي بينما تبقى من الإلكترونات وتزداد قوة التجاذب بين النواة

الموجب والإلكترونات المتبقية فيقل حجم الأيون .



س / لديك الأيونات (  $K^+$  ,  $Ca^{2+}$  ,  $Al^{3+}$  ) , أي 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 (  $T$  ,  $T^{1+}$  ) 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 (  $Cl^-$  ,  $S^{2-}$  ) , أي 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 والكترونات 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  $12 \text{ Mg}$  أكبر من طاقة التأين الثالثة لـ  $13 \text{ Al}$  ؟



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

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

ج / لأن  $\text{Li}^+$  يميل لفقدان إلكترون من مداره الأخير حتى يصبح مستقر وتوزيعه مثل الغاز النبيل , بينما  $\text{Li}^{2+}$  سيكون فقدان الإلكترونات من مدار (مستوى داخلي) مكتمل فنتحتاج 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 :

8. 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. الكهروسالبية : 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 الاستقرار ومن غير المحتمل أن تقوم بتكوين المركبات .

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

1. بين أيهما له أكبر 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 أكبر 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. أي العناصر الآتية : المغنيسيوم  $^{12}\text{Mg}$  , الكالسيوم  $^{20}\text{Ca}$  , البريليوم  $^4\text{Be}$  , نصف قطر أيونه أكبر ؟ وأيها نصف قطر أيونه اصغر ؟ وما الخاصية التي تفسر ذلك ؟

.....

.....

.....

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

أ .  $^7\text{N}$  و  $^3\text{Li}$  ج //

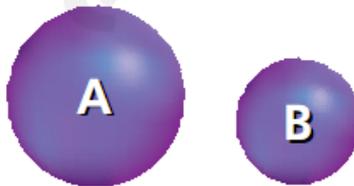
ب.  $^{10}\text{Ne}$  و  $^{36}\text{Kr}$  ج //

ج.  $^3\text{Li}$  و  $^{55}\text{Cs}$  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 الآتي للإجابة عن الأسئلة الآتية . فسر إجابتك.

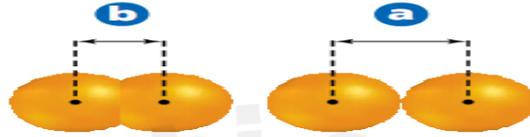


أ. إذا كانت A تمثل أيونا , و B تمثل ذرة للعنصر نفسه. فهل يكون الأيون موجبا او سالبا ؟

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

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

7. يمثل الشكل الآتي 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 إلكترونات 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  $^6C$  والأوكسجين  $^8O$  . رتب هذه العناصر تنازليا 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  $^7N$  ج //



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. أي 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. أي الأشكال الآتية يمثل حجم ذرة الصوديوم وأيونها ؟



8. الأيون الأكبر حجماً فيما يلي هو :

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

9. ما العنصر أو الأيون الذي يمتلك أقل حجماً في ما يلي ؟

أ.  $Na$  11ب.  $Na^+$  11ج.  $Al$  13د.  $Al^{3+}$  13

س2 / اعتماداً على مواقع العناصر في الجدول الدوري الآتي , اجب عن الاسئلة التي تليه :

H																				
Q	E																	R	Z	W
A	M																		Y	V
							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

3. 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 إليها برموز افتراضية ( W , Y . X . E . R , L , Z , M ) وموقع كل عنصر في الجدول الدوري ( رقم المجموعة , رقم الدورة ) :

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

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 الأكبر حجما من بين ذرات العناصر الاتية :  $Y - L - E$  ؟

ج /

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

ج /

7. ما عدد تأكسد العنصر X ؟

ج /

8. أي من العنصرين  $L - Z$  أعلى كهروسالبية ؟

ج /

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

																		A
B																		E
T	G																	
		J	K		L		M											N
O																		

1. ضع العناصر التالية في أماكنها في الجدول الدوري أعلاه .

عنصر X ينتهي توزيعه ب $5P^6$	$15Y$	Ar
------------------------------	-------	----

2. حدد العنصر الافتراضي الذي :

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

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

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

س5 / الجدول التالي يتضمن رموزا افتراضية لبعض العناصر وأعدادها الذرية . أدرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

رمز العنصر	X	Y	Z	L	A	M	Q	R	T
العدد الذري	11	12	16	17	19	22	25	30	36

1. أي العنصرين ( X أم Y ) له أعلى طاقة تأين ثاني ؟ ج //

2. أي العناصر ( L , Z , Y ) له أكبر حجم ذري ؟ ج //

3. أي العنصرين ( Z , L ) له أعلى كهروسالبية ؟ ج //

4. ما عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة العنصر Q ؟ ج //

5. أيهما أكبر حجما الأيون  $X^{1+}$  أم  $A^{1+}$  ؟ ج //

6. ما العدد الذري للعنصر يقع في مجموعة العنصر L ودورة العنصر A ؟ ج //

7. أكتب التوزيع الإلكتروني لـ  $M^{2+}$  بطريقة ترميز الغاز النبيل ؟ ج //

8. ما نوع الرابطة الناتجة من اتحاد ؟

أ. ذرتين من العنصر ( L ) . ج //

ب. ذرة من العنصر ( Y ) وذرة من العنصر ( Z ) . ج //

9. ما العنصر الذي عدد تأكسده ( - 2 ) ج //

10. ما الفئة التي ينتمي إليها العنصر ( Q ) ج //

11. أي من العناصر يكون مركبات بصعوبة بالغة ؟ ج //

**واجب :**

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 الأيونية والفلزات

الدرس الأول : الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

تكوين الأيون الموجب:

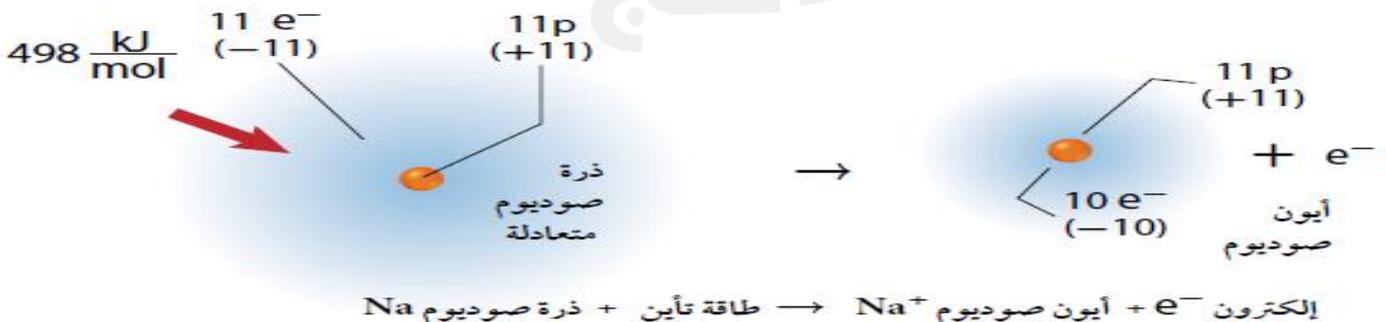
يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل .

& 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 إلكتروننا 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 تكوّن 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  $ns^2$  , وعند الانتقال من اليسار الى اليمين عبر الدورة تقوم ذرات كل عنصر بإضافة إلكترون الى الحد الأفلاك الفرعية d وعادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ لتكوّن أيونات موجبة ثنائية الشحنة  $+2$  وايضا ممكن فقدان إلكترونات من فلك d .

علل / يكون 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 :



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

**تكوين الأيون السالب:**

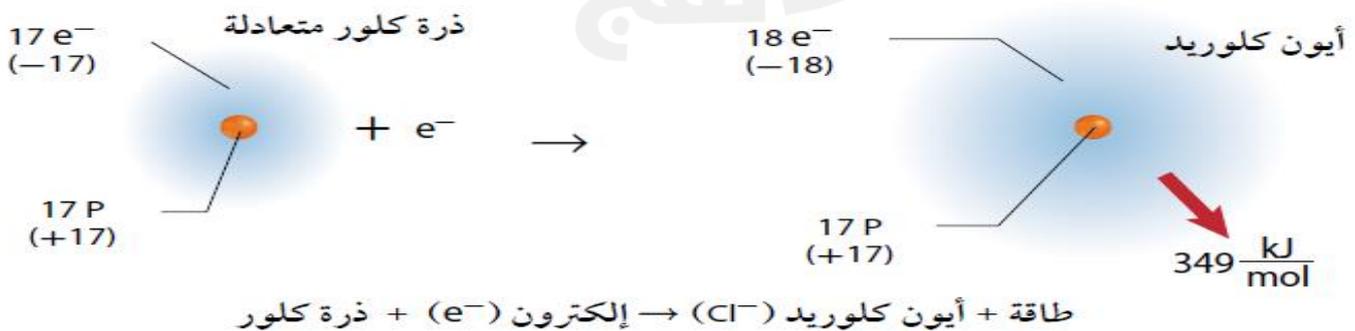
يتكون الأيون السالب عندما تكتسب الذرة إلكترون تكافؤ واحدا أو أكثر وخصوصا اللافلزات لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل .

& يسمى الأيون السالب بالأيون .

**الأيون:** الأيون الذي يحمل شحنة سالبة .

س / التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو  $[Ne] 3S^2 3P^5$  وعندما يكتسب إلكترون 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 :**

**الرابط 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 :**

8. 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.

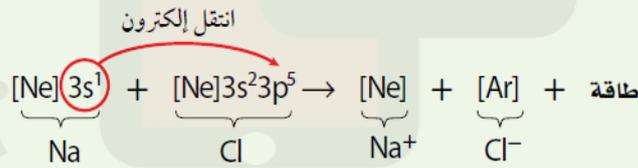
4. الشحنة الأيونية = صفر

5. عملية تكوين المركبات الأيونية تنتج طاقة .

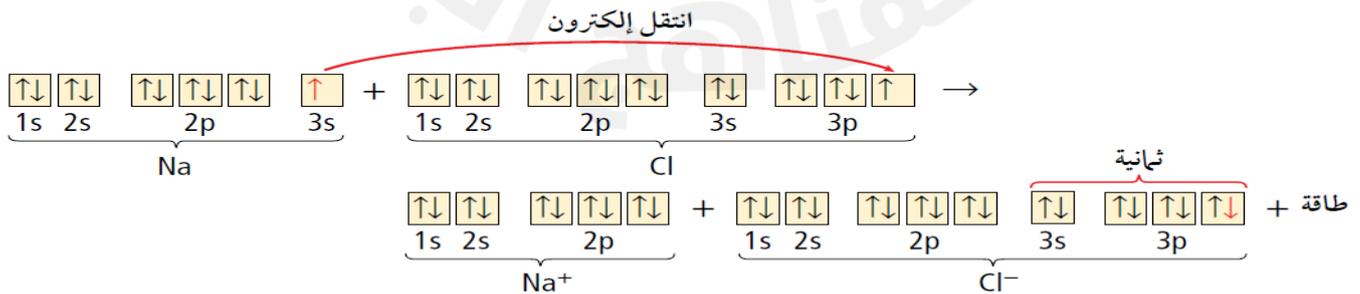
6. توجد أربع طرق لتكوين المركبات الأيونية :

مثال : يتكون مركب كلوريد الصوديوم NaCl من اتحاد الصوديوم Na 11 مع الكلور Cl 17 من خلال أربع طرق :

### 1. التوزيع الإلكتروني

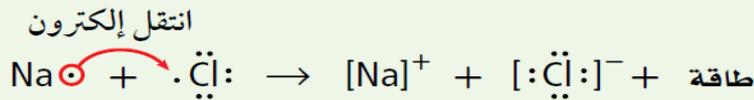


### 2. التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك

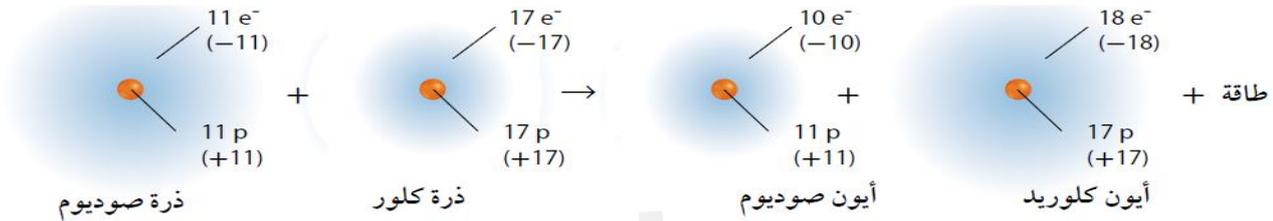


## التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

.3



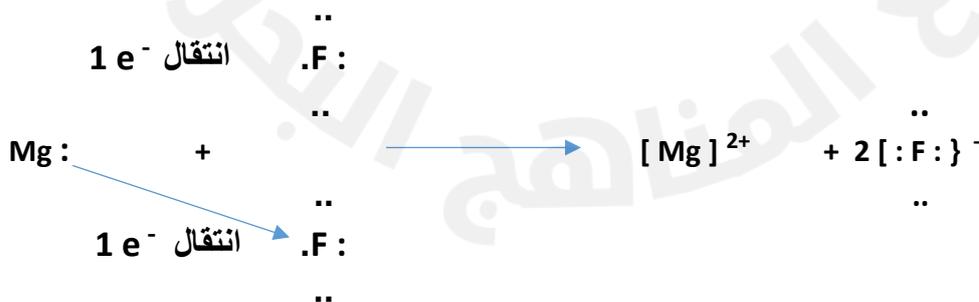
## .4 التماذج الذرية



س / وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية :

1. الصوديوم والنيتروجين . ج / 3 ذرات من Na ( تفقد 3 إلكترون ) , وتكتسب ذرة N واحدة ( 3 إلكترون ) وتنتج مركب  $\text{Na}_3\text{N}$  .
2. الليثيوم والأوكسجين . ج / 2 ذرة من Li ( تفقد 2 إلكترون ) , وتكتسب ذرة N واحدة ( 2 إلكترون ) وتنتج مركب  $\text{Li}_2\text{O}$  .
3. الإسترانشيوم والفلور . ج / ذرة واحدة من Sr ( تفقد 2 إلكترون ) , وتكتسب 2 ذرة من F ( 2 إلكترون ) وتنتج مركب  $\text{SrF}_2$  .
4. الألومنيوم والكبريت . ج / 2 ذرة من Al ( تفقد 6 إلكترون ) , وتكتسب 3 ذرات من S ( 6 إلكترون ) وتنتج مركب  $\text{Al}_2\text{S}_3$  .
5. الباريوم والنيتروجين . ج / 3 ذرات من Ba ( تفقد 6 إلكترون ) , وتكتسب 2 ذرة من N ( 6 إلكترون ) وتنتج مركب  $\text{Ba}_3\text{N}_2$  .

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

صيغة المركب /  $\text{MgF}_2$  , شحنة المركب =  $2 - 2 + = 0$ 

نوع 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  $BaSO_4$  .

ملاحظة : السيليكات : ( اتحاد Si مع O ) .

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

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 وغلجان المركبات الأيونية مرتفعة . علل ؟

ج / بسبب قوة التجاذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والسالبة المكونة للشبكة البلورية في المركبات الأيونية , 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 تنفتت الى أجزاء صغيرة . علل ؟

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

13. الأحجار الكريمة تمتاز بألوانها الزاهية . علل ؟

ج / بسبب وجود فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية .

البلورة : تركيب هندسي ثلاثي الأبعاد 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 / أي 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<sub>2</sub>O ( 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<sub>2</sub>O . لأن كلما زادت الشحنة زادت طاقة البلورة .

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 وتكون 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 تكون الايونات الروابط , وصف بناء المركب الناتج ؟

ج / تنتقل الإلكترونات بين الذرات لتكون الايونات. تربط القوى الكهروستاتيكية الايونات معا 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 سالبة , زاد التجاذب بين الايونات , لذا ستزداد قوة الرابطة الأيونية .

4. لماذا تكون عناصر المجموعة 18 غير قادرة على التفاعل نسبيا , 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 أكبر , 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 / يكون 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 .  $5B$  ب .  $7N$  ج .  $13Al$  د .  $8O$

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

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

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

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

15. أي المركبات الأيونية الآتية له أكبر طاقة بلورة ؟

أ .  $NaF$  ب .  $NaI$  ج .  $NaBr$  د .  $NaCl$

16. علل / لا يتحد الليثيوم  $Li_3$  مع النيون  $Ne_{10}$  لتكوين مركب ؟

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

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

ج / للوصول إلى حالة الاستقرار بحيث يكون مستوى طاقتها الخارجي يحوي 8 إلكترونات .

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

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

20. وضح بالرسم كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الألومنيوم  $^{13}Al$  والفلور  $^9F$  مستخدماً رسم مربعات الأفلاك , مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الأيونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

21. وضح بالرسم كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الباريوم  $^{56}Ba$  والنيتروجين  $^{7}N$  مستخدماً التوزيع الإلكتروني , مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الأيونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

22. وضح باستخدام رموز لويس كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الصوديوم  $^{11}Na$  والأكسجين  $^8O$  . مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الأيونات الموجبة والسالبة مع ذكر نوع الرابطة المتكونة .

23. وضح باستخدام رموز لويس كيف يتكون المركب الناتج من اتحاد الكالسيوم  $20\text{Ca}$  والأكسجين  $8\text{O}$ . مع توضيح عملية انتقال الإلكترونات وتحديد الأيونات 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.  $8\text{X}$  ب.  $6\text{Y}$  ج.  $20\text{Z}$  د.  $2\text{Q}$

2. عندما تكتسب ذرة عنصر ما إلكترونات فأنها :

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

3. أي الأيونات التالية لها نفس التوزيع الإلكتروني لغاز النيون  $10\text{Ne}$  ؟

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

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  $21\text{Sc}^{+3}$  يشبه التوزيع الإلكتروني لواحد من الدقائق التالية :

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

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

أ. 18 ب. 16 ج. 20 د. 14

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

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

8. ما الشحنة الموجودة على المركبات الأيونية ؟

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

الدرس الثاني : صيغ المركبات الأيونية وأسمائها :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 2 : 1 , 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 :

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

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

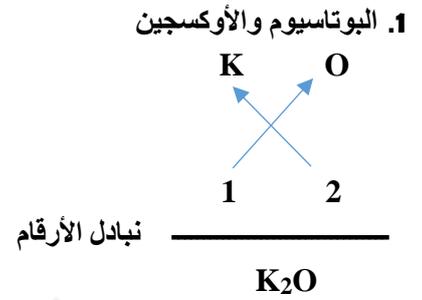
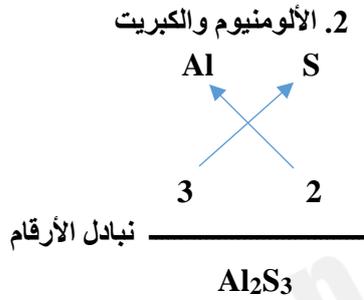
ملاحظة : لمعظم الفلزات الانتقالية , و فلزات المجموعتين 13 و 14 , أكثر من عدد تأكسد محتمل . ( أنظر جدول 7 - 3 صفحة 81 من الكتاب المدرسي ) .

الأيون عديد الذرات : الأيون الذي يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطين معا وتتسلك سلوك الأيون الواحد الذي يحمل شحنة موجبة أو سالبة.

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

**8 قواعد كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية :**

1. تكتب رموز الأيونات وشحنتها عدديا ( الرقم فقط بدون الإشارة ) أسفل الرمز ويكتب الأيون الموجب أولا ( على اليسار ) ثم الأيون الموجب ( على اليمين ) .
  2. نبادل قيم الشحنتان .
  3. إذا وجد عامل مشترك بين الشحنتان 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 :



س / أكتب صيغة كل من المركبات الأيونية الآتية :

ليثيوم الليثيوم : $Li_3N$	بيركلورات الأمونيوم : $NH_4 ClO_4$	كلوريد النحاس II : $CuCl_2$
كبريتيت الصوديوم : $Na_2SO_3$	الصوديوم والنترات : $NaNO_3$	كبريتات النحاس I : $Cu_2SO_4$
كلورات الليثيوم : $LiClO_3$	الكالسيوم والكلورات : $Ca ( ClO_3 )_2$	كبريتات الكروم III : $Cr_2(SO_4)_3$
كلوريت الصوديوم : $NaClO_2$	الأمونيوم والكربونات : $( NH_4 )_2 CO_3$	أسيتات الفضة : $AgC_2H_3O_2$
نيتريت الكالسيوم : $Ca ( NO_2 )_2$	برومات المغنيسيوم : $Mg ( BrO_3 )_2$	بيرايودات البوتاسيوم : $KIO_4$
فوسفات الألومنيوم : $AlPO_4$	نترات الحديد III : $Fe ( NO_3 )_3$	كبريتات الحديد II : $FeSO_4$
نترات السترانشيوم : $Sr ( NO_3 )_2$	كلوريد الكوبالت II : $CoCl_2$	كلوريد الحديد II : $FeCl_2$
كلوريد السيلينيوم : $SeCl_2$	كبريتات النحاس II : $CuSO_4$	الألومنيوم والكربونات : $Al_2 ( CO_3 )_3$

**8 قواعد تسمية المركبات الأيونية :**

1. يسمى الأيون السالب أولا مضافا إليه مقطع ( يد ) , ثم يذكر أسم الأيون الثاني .
2. عند كتابة أسم الأيون السالب للأيونات الآتية تصبح :

أ. أكسجين + 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 احتوى المركب على أيونات عديدة الذرات , تذكر أولاً بدون تغيير ثم يذكر أسم الأيون أو المجموعة الذرية الثانية .

س / سم 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 السترانشيوم)
$NH_4ClO_4$ (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)	$Fe(BrO_4)_3$ (بيبرومات 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 وأسمائها) [ اسئلة تقويم الكتاب المدرسي ] :

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

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

2. أكمل الجدول الآتي :

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

3. إذا علمت أن الإعداد الذرية لكل من (  $Ca = 20$  ,  $Al = 13$  ) , أكمل الجدول الآتي :

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

4. أكمل الجدول الآتي :

أيون 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 .

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

6. من خلال دراستك لموضوع صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها , أكمل الجدول الآتي بما يناسبه :

الرقم	رمز الأيون الموجب	رمز الأيون السالب	الصيغة الكيميائية	اسم المركب
1		$O^{2-}$	$CaO$	
2	$Na^+$			كربونات الصوديوم
3	$Ag^+$		$AgCl$	
4		$PO_4^{3-}$		فوسفات الأمونيوم

(( إلى هنا ..... ))

الدرس الثالث : الروابط الفلزية وخواص الفلزات :

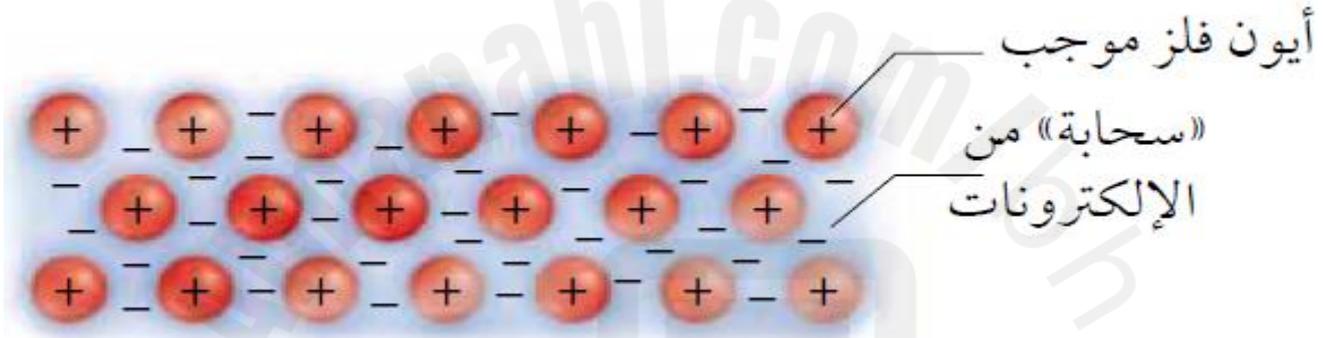
الرابطة الفلزية : قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة في الفلز والإلكترونات الحرة الحركة .

سحابة الإلكترونات :

& رغم أن لذرات الفلزات ما لا يقل عن إلكترون تكافؤ واحد إلا 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 بالإلكترونات التكافؤ مكونة سحابة من الإلكترونات والتي تفسر الخواص الفلزية لهذه الذرات .

الإلكترونات الحرة : الإلكترونات التي تكوّن 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 مناسباً لوصف إلكترونات الرابطة الفلزية ؟

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

خواص الفلزات :

1. درجات الغليان والانصهار.

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

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

ج / لأن درجة انصهاره عالية 3422 C .

علل / درجات انصهار الفلزات ليست مرتفعة جداً 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 جداً ؟

ج / لأنه أثناء غليان الفلز يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى مما يتطلب طاقة كبيرة جداً .

**2. قابلية الطرق والسحب .**

\* الفلزات قابلة للطرق , أي تتحول الى صفائح عند طرقها ,,,,,,, وهي قابلة للسحب أي 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 قابلاً 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 إلكترونات واحدة في الحركة في الفلك  $ns^1$  , بينما العناصر الانتقالية فتشارك بالإلكترونات الحرة من الفلك  $d, s$  .

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 الحجم , أو يكون أحد العناصر أصغر كثيرا من العنصر الآخر.



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

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكلو	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 الصلب	96-97% Fe, 3-4% C	القوالب
الذهب - عيار 10 قرابط	42% Au, 12-20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
البيوتير	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

س / لماذا تصنع السبائك المعدنية ؟

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

مراجعة على الدرس الثالث ( الروابط الفلزية وخواص الفلزات ) [ اسئلة تقويم الكتاب المدرسى ] :

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 موصلًا جيدًا للكهرباء .

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

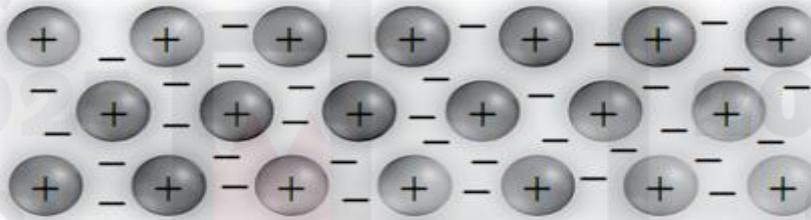
8. لماذا لا تكون بعض العناصر ومنها اليود والكبريت روابط فلزية ؟

.....

.....

.....

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



ب . الفلزات جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء

د . المركبات الأيونية جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء

أ . الفلزات مواد لامعة وقادرة على عكس الضوء

ج . المركبات الأيونية قابلة للطرق

الفصل الرابع : الروابط التساهميةالدرس الأول : الرابطة التساهمية :

الرابطة التساهمية : الرابطة التي تنتج من التشارك بالكترونات التكافؤ .

الجزئي : أصغر جزء في المركب ويحمل صفاته .

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

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

س / قارن بين الرابطة التساهمية والرابطة الأيونية كما بالجدول :

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

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 اقتربت 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 .

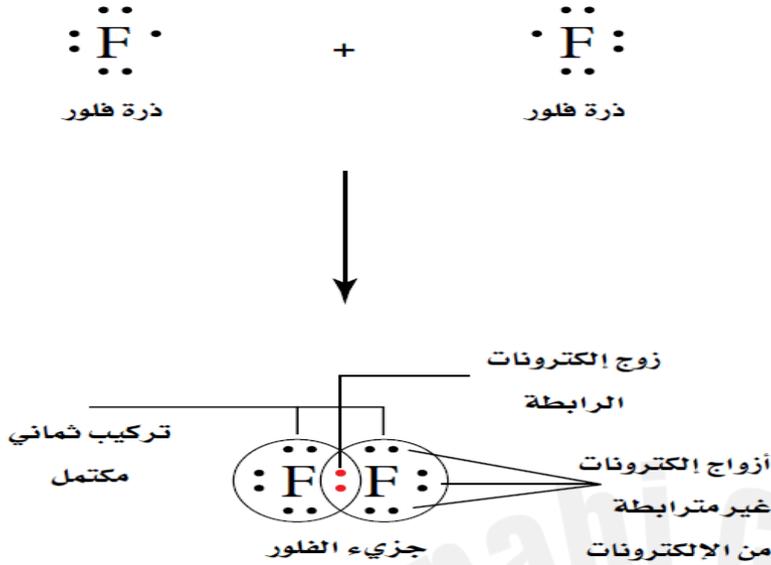
& علل / يوجد الفلور على شكل جزيئات ثنائية الذرات ؟

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 / تكون 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 ) , وتكون رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى .

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية:

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تكون رابطتين تساهميتين .

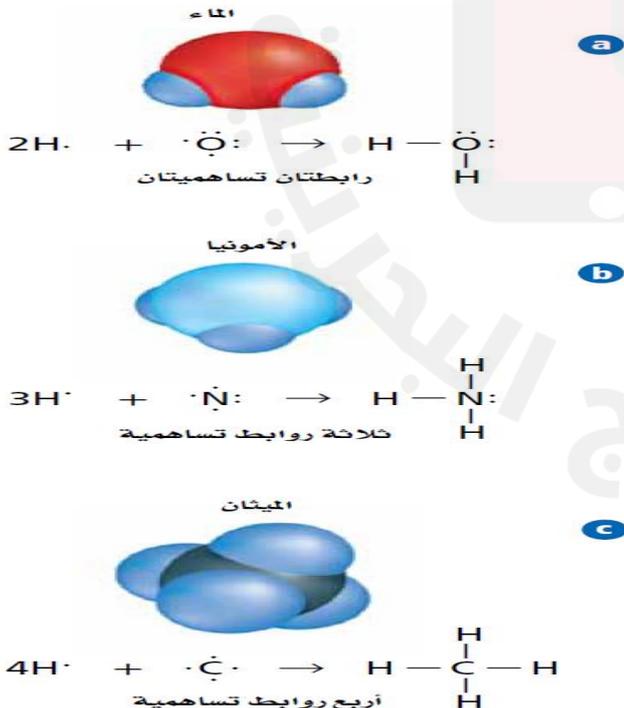
المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية:

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 15 أن تكون ثلاث روابط تساهمية

مع ذرات اللافلزات.

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية:

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 14 أن تكون أربع روابط تساهمية.



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

س / ما الأفلاك التي تكوّن رابطة سيجما  $\sigma$  في المركب التساهمي ؟

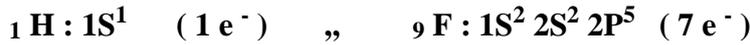
1. تداخل فلك S مع فلك S آخر .

2. تداخل فلك S مع فلك P .

3. تداخل فلك P مع فلك P رأسياً .

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

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني لكل من H , F :



عدد الروابط الأحادية ( سيجما  $\sigma$  ) = 1

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة = 3

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول ذرة الفلور = 3 أزواج

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

1. جزيء  $\text{PH}_3$  ( العدد الذري لـ H = 1 ,, العدد الذري لـ P = 15 ) .

2. جزيء  $\text{H}_2\text{S}$  ( العدد الذري لـ H = 1 ,, العدد الذري لـ S = 16 ) .

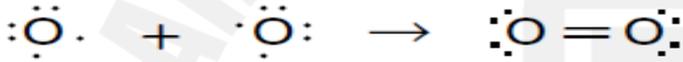
3. جزيء  $CCl_4$  ( العدد الذري لـ  $C = 6$  ,, العدد الذري لـ  $Cl = 17$  ).

الروابط التساهمية المتعددة :

ملاحظة هامة جدا: تكوّن 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  $\sigma$ ) والروابط ( باي  $\pi$  ) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة ؟  
ج / نكتب التوزيع الإلكتروني لذرتي الأوكسجين  $O$  :



عدد الروابط الأحادية (سيجما  $\sigma$ ) = 1

عدد الروابط ( باي  $\pi$  ) = 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  $\sigma$ ) والروابط ( باي  $\pi$  ) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة ؟

ج / نكتب التوزيع الإلكتروني لذرتي النيتروجين  $N$  :



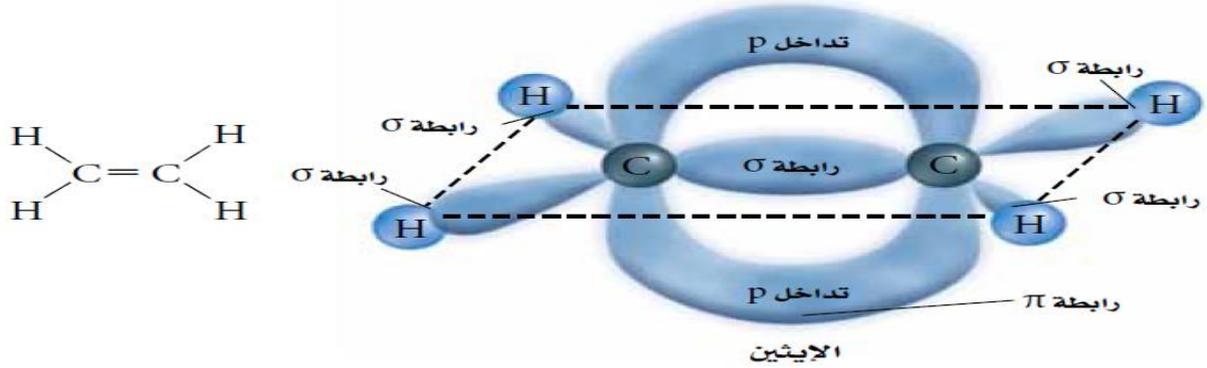
عدد الروابط الأحادية (سيجما  $\sigma$ ) = 1

عدد الروابط ( باي  $\pi$  ) = 2

عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل ذرة نيتروجين = 1

رابطة باي  $\pi$ : 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 الشكل



عدد الروابط الأحادية (سيجما  $\sigma$ ) = 5

عدد الروابط (باي  $\pi$ ) = 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  $\sigma$ ) والروابط (باي  $\pi$ ) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل كبريت ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س2 / ارسم تركيب لويس لجزيء الإيثاين  $C_2H_2$  ( العدد الذري لـ C = 6 ,, العدد الذري لـ H = 1 ) , مع بيان عدد الروابط الأحادية (سيجما  $\sigma$ ) والروابط (باي  $\pi$ ) وكذلك عدد أزواج الإلكترونات غير المترابطة حول كل كربون ؟

.....

.....

.....

.....

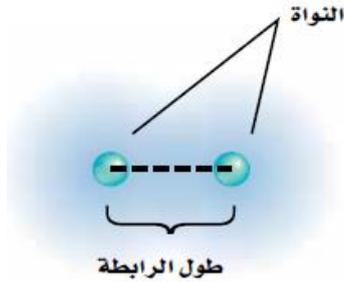
.....

.....

.....

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 من :

1. حجم الذرتين.

2. عدد أزواج الإلكترونات المشتركة .

ملاحظة هامة :

1. كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة , وبالتالي تكون أقوى وتحتاج طاقة أكبر لتفكيكها .

2. كلما زاد عدد الروابط التساهمية ( سيجما  $\sigma$  , باي  $\pi$  ) تكون الرابطة أقصر وأقوى وتحتاج طاقة أكبر لتفكيكها .

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

مثال / أي الجزيئات الآتية تكون فيها الرابطة 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 :

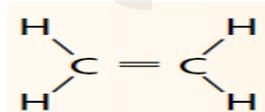
التفاعل الطارد للحرارة : التفاعل الكيميائي الذي يرافقه انبعاث طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة .

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 الرابطة : الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة تساهمية معينة , وتكون مقدار موجب .

س / لديك الجزيئين :

, أيهما يحتاج طاقة أعلى للكسر ؟



2. ,,

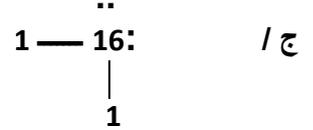
1.  $H - C \equiv C - H$

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

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

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 .



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 ((الرابطه التساهمية)) : س1 / اختر رمز الإجابة الصحيحة في كل من الفقرات الآتية :

1. عدد أزواج الإلكترونات التي تشترك في تكوين الرابطة 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 تكون الرابطة التساهمية الثنائية ؟

أ. 1      ب. 2      ج. 3      د. 4

5. ما عدد الروابط باي في جزيء النيتروجين N<sub>2</sub> ( العدد الذري = 7 ) ؟

أ. 1      ب. 2      ج. 3      د. 4

الدرس الثاني ( تسمية الجزيئات ) :

1. المركبات الجزيئية الثنائية الذرات ( اللافلزات ) .

مثال /



العنصر الأول

العنصر الثاني

( جذر الاسم مع إضافة المقطع يد )

\* يرجى مراجعة تسمية المركبات الأيونية

ملاحظة / يستخدم غاز N<sub>2</sub>O في التخدير واسمه الأكثر شيوعا هو الغاز المضحك .

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)

& تستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية كما في الجدول الموضح أعلاه :  
مثال 1/ سم كلا من مركبات الجزئيات الثنائية الآتية :

اسم الجزئي ء	الصيغة الجزيئية للمركب
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	
سابع أكسيد ثنائي الكلور	

مثال 2 / أكتب الصيغ الكيميائية للجزئيات الآتية :

الجزئي ء	اسم الجزئي ء
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	خامس أكسيد ثنائي الفوسفور
CS <sub>2</sub>	ثنائي كبريتيد الكربون
CCl <sub>4</sub>	رابع كلوريد الكربون
H <sub>2</sub> O	أكسيد ثنائي الهيدروجين
PH <sub>3</sub>	ثلاثي هيدريد الفوسفور
NF <sub>3</sub>	ثلاثي فلوريد النيتروجين
SiO <sub>2</sub>	ثنائي أكسيد السيليكون
ClF <sub>3</sub>	ثلاثي فلوريد الكلور
BH <sub>3</sub>	ثلاثي هيدريد البورون

## 2. تسمية الأحماض :

الحمض : المركب الكيميائي الذي ينتج أيونات الهيدروجين  $H^+$  في المحلول .  
أ. تسمية الأحماض الثنائية :

حمض + الهيدرو + أسم العنصر الثاني + مقطع يك

& تتكون الأحماض الثنائية من الهيدروجين وعنصر آخر فقط .

## قاعدة التسمية :

س / سم كلا من الأحماض الآتية :

الصيغة الكيميائية	الاسم الكيميائي
HCl	
HF	
HBr	
HI	
H <sub>2</sub> S	
HCN	
H <sub>2</sub> Se	

ب. تسمية الأحماض الأوكسجينية :

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

الحمض الأوكسجيني : أي حمض يتكون من الهيدروجين وأنيون أكسجيني .  
الأنيون الأوكسجيني : عبارة عن أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأوكسجين .

تسمية الحمض الأوكسجيني

ينتهي بمقطع ( يت )

قاعدة التسمية :

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

ينتهي بمقطع ( ات )

قاعدة التسمية :

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

س / أكمل الجدول الآتي :

الصيغة الكيميائية	الاسم الكيميائي
HClO <sub>3</sub>	
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	
	حمض البيرايوديك
HNO <sub>2</sub>	
	حمض الهيوكلوروز
	حمض النيتروز
HClO <sub>4</sub>	
HClO <sub>2</sub>	
	حمض الكبريتوز

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 ) .

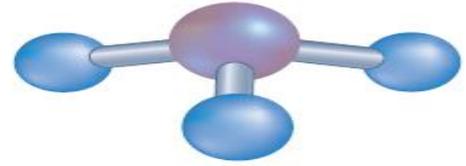
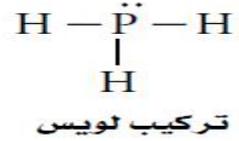
& توضح النماذج جميعها نوع الذرات وعددها .

- & 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 .

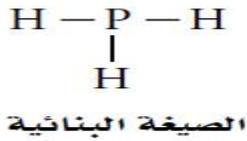
PH<sub>3</sub>  
الصيغة الجزيئية



نموذج ملء الفراغ الجزيئي



نموذج لويس  
نموذج الكرة-العصا



تركيب لويس :

1. تركيب لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية .

مثال / ارسم تركيب لويس للأمونيا NH<sub>3</sub> . ( العدد الذري لـ N = 7 , العدد الذري لـ H = 1 ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ N 7 وكذلك لـ H 1 :



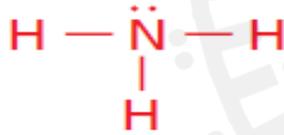
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ = 5 + 3 = 8 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 3

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 4 - 3 = 1

شكل تركيب لويس ( نطبق قاعدة الثمانية ) :



س / ارسم تركيب لويس لجزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين NF<sub>3</sub> . ( 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<sub>2</sub>. (العدد الذري لـ C = 6, العدد الذري لـ O = 8).

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ C و كذلك لـ O :



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 - 2 = 6 أزواج

شكل تركيب لويس (نطبق قاعدة الثمانية):



س / ارسم تركيب لويس لجزيء الإيثيلين C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>. (العدد الذري لـ C = 6, العدد الذري لـ H = 1).

س / ارسم تركيب لويس لجزيء ثاني كبريتيد الكربون CS<sub>2</sub>. (العدد الذري لـ C = 6, العدد الذري لـ S = 16).

## 3. تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات .

مثال / ارسم تركيب لويس لأيون الفوسفات  $\text{PO}_4^{3-}$  المتعدد الذرات . ( العدد الذري لـ P = 15 ،، العدد الذري لـ O = 8 ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ P 15 وكذلك لـ O 8 :



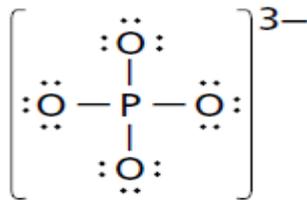
العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ = 5 + 24 + 3 = 32 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 16 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 4 زوج

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

شكل تركيب لويس ( نطبق قاعدة الثمانية ) :



س / ارسم تركيب لويس لأيون الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$  المتعدد الذرات . ( العدد الذري لـ N = 7 ،، العدد الذري لـ H = 1 ) .

س / ارسم تركيب لويس لأيون  $\text{ClO}_4^-$  المتعدد الذرات . ( العدد الذري لـ Cl = 17 ،، العدد الذري لـ O = 8 ) .

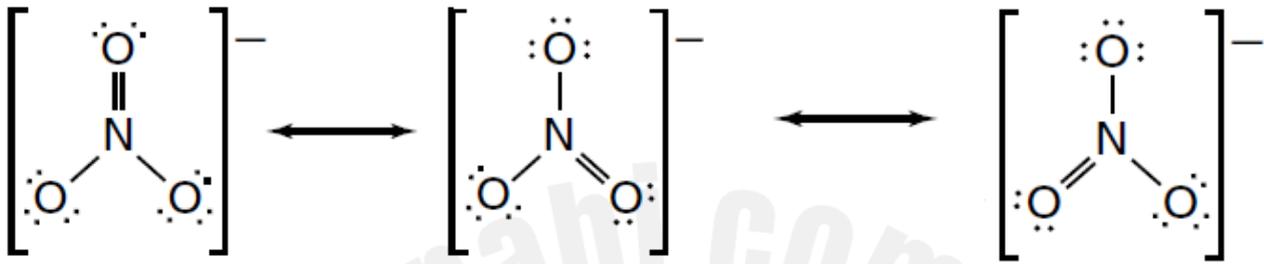
أشكال الرنين :

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  $\pi$  حول الذرات الجانبية  
ثم نطبق قاعدة الثمانية .

مثال / ارسم أشكال رنين لويس لأيون النترات  $\text{NO}_3^-$  .



س / ارسم أشكال الرنين للجزيئات والأيونات الآتية :

1.  $\text{NO}_2^-$

.....

.....

.....

.....

2.  $\text{O}_3$

.....

.....

.....

.....

3.  $\text{HCO}_2^-$

.....

.....

.....

.....

4.  $\text{SO}_3^{2-}$ 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 ) .

أولاً : الجزيء يحوي عددا فرديا من إلكترونات التكافؤ .

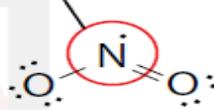
مثال /  $\text{NO}_2$  ( العدد الذري لـ N = 7 ,, العدد الذري لـ O = 8 ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ C 6 وكذلك لـ O 8 :



قاعدة الثمانية غير مكتملة

عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = 17 إلكترون



تركيب لويس له :

& تعد  $\text{ClO}_2$  , NO أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد .

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

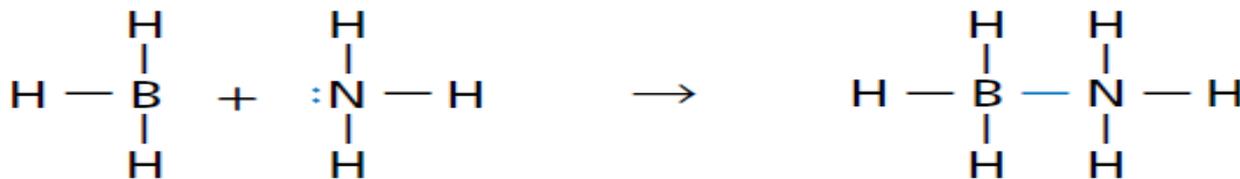
مثال / ثلاثي هيدريد البورون  $\text{BH}_3$  ( العدد الذري لـ B = 5 ,, العدد الذري لـ H = 1 )

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ B 5 وكذلك لـ H 1 :



عدد إلكترونات التكافؤ الكلي = 6 إلكترون

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



ليس لذرة البورون إلكترونات لتشارك بها،  
في حين تمتلك لذرة النيتروجين إلكترونات  
للمشاركة.

تشارك ذرة النيتروجين بإلكتروناتها  
لتكوّن رابطة تساهمية تناسقية.

الرابطة التساهمية التناسقية: الرابطة التساهمية التي تقدم فيها إحدى الذرات زوج إلكترونات لتشارك به ذرة أخرى أو أيون للوصول إلى 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 ، وبرز العناصر التي تنطبق عليها قاعدة الثمانية الممتدة هي عنصري S , P .

مثال / ارسم تركيب لويس للجزيء XeF<sub>4</sub> ( العدد الذري لـ Xe = 54 ، العدد الذري لـ F = 9 ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ Xe 54 وكذلك لـ F 9 :



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

العدد الكلي لأزواج الترابط (الربط) = 18 أزواج

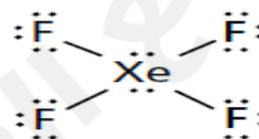
عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة (الربط) = 4 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة = 18 - 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. تكون 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  $SiH_4$  هو رباعي أيودو سيلان , فما الاسم العلمي له ؟

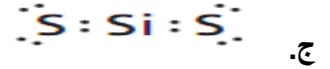
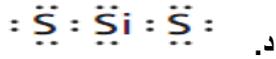
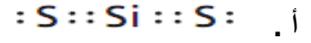
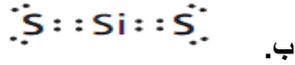
أ . رباعي يوديد السيلان

ب . رباعي يود السيلان

ج . يوديد السيليكون

د . رباعي يوديد السيليكون

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



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

د. O

ج. P

ب. C

أ. B

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

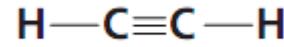
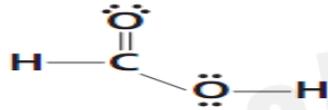
د. النيتروجين

ج. الهيدروجين

ب. الأوكسجين

أ. الكربون

6. ارسم تراكيب لويس الصحيح لكل من  $\text{C}_2\text{H}_2$  ,  $\text{HCOOH}$  .



7. صف تكوين الرابطة التساهمية .

ج / تجذب نواة إحدى الذرات إلكترونات الذرة الأخرى وتتشارك بالكترون 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.  $\text{CN}^-$  ( العدد الذري لـ C = 6 , , العدد الذري لـ N = 7 )

ب.  $\text{CO}_3^{2-}$  ( العدد الذري لـ C = 6 , , العدد الذري لـ O = 8 )

ج.  $\text{AsF}_6^-$  ( 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 الإلكترونات حول الذرة المركزية .

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

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

3. قارن بين حجم الفلك الذي يحتوي زوج إلكترون مشترك وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير مرتبط .

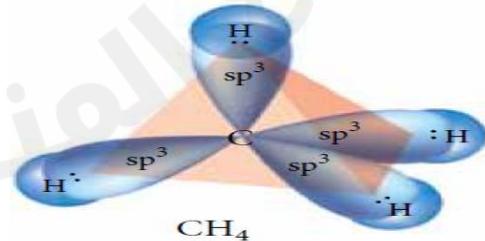
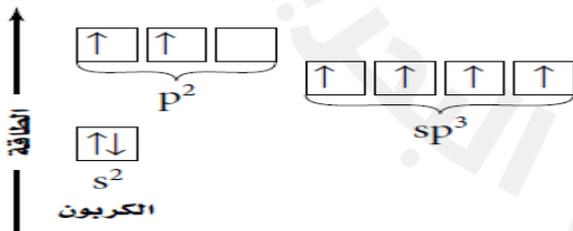
ج / يحتل الفلك الذي يحتوي زوج إلكترون غير مترابط مكانا أكبر من الفلك الذي يحتوي زوج إلكترونات مترابط .

4. ما الأساس الذي بني عليه نموذج VSEPR ؟

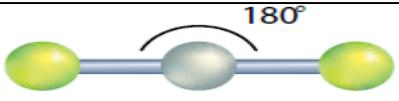
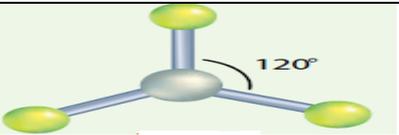
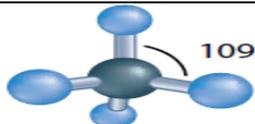
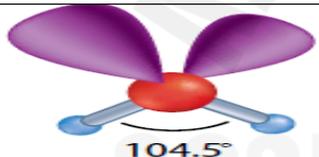
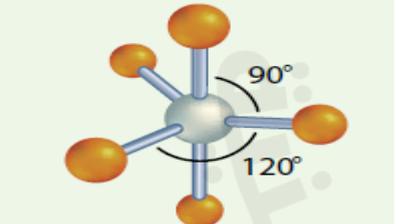
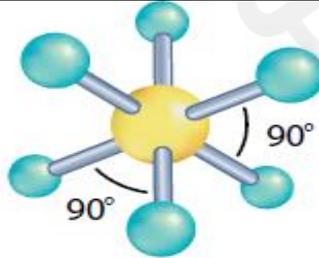
ج / طبيعة تنافر أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية .

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 <sub>2</sub>	خطي	180°	SP	0	2	2
	AlCl <sub>3</sub>	مثلث مستو	120°	SP <sup>2</sup>	0	3	3
	CH <sub>4</sub>	رباعي الأوجه منتظم	109.5°	SP <sup>3</sup>	0	4	4
	PH <sub>3</sub>	مثلثي هرمي	107.3°	SP <sup>3</sup>	1	3	4
	H <sub>2</sub> O	منحني	104.5°	SP <sup>3</sup>	2	2	4
	NbBr <sub>5</sub>	ثلاثي الهرم مثلثي ( سداسي الأوجه )	90° 120°	SP <sup>3</sup> d	0	5	5
	SF <sub>6</sub>	ثمانية الأوجه منتظم	90° 90°	SP <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	0	6	6

س / للجزيئات والأيونات الآتية :

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

أ. جزيء  $\text{PH}_3$  ( العدد الذري لـ  $\text{P} = 15$  ، العدد الذري لـ  $\text{H} = 1$  ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ  $\text{P}$  15 وكذلك لـ  $\text{H}$  1 :



الذرة المركزية : الفوسفور  $\text{P}$

العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ =  $5 + 3 = 8$  إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 3 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة =  $4 - 3 = 1$  زوج

الشكل الجزيئي : مثلث هرمي

مقدار الزاوية :  $107.3^\circ$

نوع التهجين ( الأفلاك المهجنة ) :  $\text{SP}^3$

& علل / تكون زاوية الرابطة في جزيء  $\text{PH}_3$  أقل من  $109.5^\circ$  ؟

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

ب. جزيء  $\text{H}_2\text{O}$  ( العدد الذري لـ  $\text{O} = 8$  ، العدد الذري لـ  $\text{H} = 1$  ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ  $\text{O}$  8 وكذلك لـ  $\text{H}$  1 :



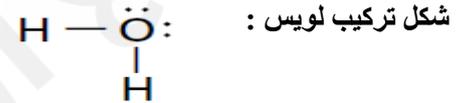
الذرة المركزية : الأوكسجين  $\text{O}$

العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ =  $5 + 3 = 8$  إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 2 زوج

عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة =  $4 - 2 = 2$  زوج



الشكل الجزيئي : منحنى

مقدار الزاوية :  $104.5^\circ$

نوع التهجين ( الأفلاك المهجنة ) :  $\text{SP}^3$

& علل / تكون زاوية الرابطة في جزيء  $\text{H}_2\text{O}$  أقل من  $109.5^\circ$  ؟

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

ج.  $\text{CH}_4$  ( العدد الذري لـ C = 6 ,, العدد الذري لـ H = 1 ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ C 6 وكذلك لـ H 1 :



الذرة المركزية : الكربون C

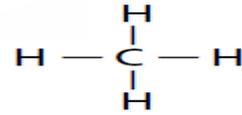
العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ = 5 + 3 = 8 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 4 أزواج

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 4 زوج

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

شكل تركيب لويس :



الشكل الجزيئي : رباعي الأوجه منتظم

مقدار الزاوية :  $109.5^\circ$

نوع التهجين (الأفلاك المهجنة) :  $\text{SP}^3$

& تحوي الذرة المركزية على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط , وليس له أزواج إلكترونات غير مرتبطة مع الذرة المركزية لذا تكون الزاوية  $109.5^\circ$  وشكله رباعي الأوجه منتظم .

د. جزيء  $\text{PCl}_5$  ( العدد الذري لـ P = 15 ,, العدد الذري لـ Cl = 17 ) .

ج / اكتب التوزيع الإلكتروني لـ P 15 وكذلك لـ Cl 17 :



الذرة المركزية : الفوسفور P

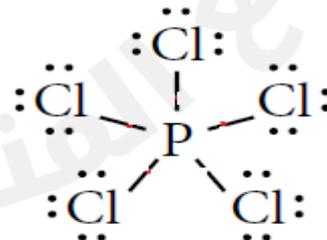
العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ = 5 + 35 = 40 إلكترون تكافؤ

العدد الكلي لأزواج الترابط = 20 زوجا

عدد أزواج الإلكترونات المرتبطة = 5 أزواج

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

شكل تركيب لويس :



الشكل الجزيئي : ثنائي

مقدار الزاوية :  $90^\circ$  ,  $120^\circ$

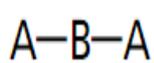
نوع التهجين (الأفلاك المهجنة) :  $\text{SP}^3\text{d}$

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

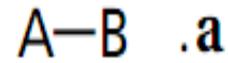
1. اكتب كلا مما يأتي في جدول : تركيب لويس , شكل الجزيء , زاوية ربط الأفلاك المهجنة لكل من الجزيئات الآتية :

الجزئي	شكل الجزيء	نوع التهجين للأفلاك	زاوية الربط
$\text{NCl}_3$	مثلثي هرمي	$\text{SP}^3$	107
$\text{CCl}_2\text{F}_2$	رباعي الأوجه منتظم	$\text{SP}^3$	109
$\text{H}_2\text{Se}$	منحن	$\text{SP}^3$	104.5
$\text{CH}_2\text{O}$	مثلث مسنن	$\text{SP}^2$	120

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

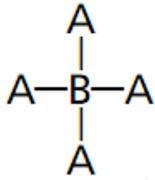


.b

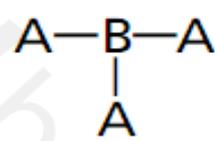


( خطي , 180 )

/ ج ( خطي , 180 )



.d



.c

( رباعي الأوجه منتظم , 109 )

/ ج ( مثلث مسنن , 120 )

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

د. رباعي الأوجه منتظم

ج. مثلث هرمي

ب. خطي

أ. مثلث مسنن

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

د.  $\text{BeF}_2$

ج.  $\text{AsI}_3$

ب.  $\text{CHCl}_3$

أ.  $\text{CO}_2$

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

د.  $\text{SeH}_2$

ج.  $\text{H}_2\text{O}$

ب.  $\text{H}_2\text{S}$

أ.  $\text{BeH}_2$

6. أي مما يأتي غير قطبي ؟

د.  $\text{AsH}_3$

ج.  $\text{SiH}_3\text{Cl}$

ب.  $\text{CCl}_4$

أ.  $\text{H}_2\text{S}$

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

د. 7

ج. 6

ب. 5

أ. 4

8. من خصائص الأفلاك المهجنة  $\text{SP}$  :

د. ( ب , ج ) معا

ج. خطية الاتجاه

ب. عددها أثنان

أ. عددها ثلاثة

9. 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<sub>2</sub> ( العدد الذري لـ Se = 34 , ولـ Cl = 17 )  
4. BF<sub>4</sub><sup>-</sup> ( العدد الذري لـ B = 5 , ولـ F = 9 )

## نشاط على الدرس الرابع ( أشكال الجزيئات ):

س1 / قارن بين كل من الجزيين  $CO_2$  و  $NF_3$  كما في الجدول التالي , علما بأن الأعداد الذرية :  $F$  9 ,  $N$  7 ,  $O$  8 ,  $C$  6

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  $\text{ClO}_3^-$  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 للإلكترونات 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 ؟

س4 / غاز الفوسجين عديم اللون وأكثر سمية من غاز الكلور وصيغته الكيميائية  $\text{COCl}_2$  فإذا علمت أن الأعداد الذرية لـ ( الكلور = 17 , الأكسجين = 8 , الكربون = 6 ) , أجب عن الأسئلة التالية :

1. حدد الذرة المركزية ج // .....

2. أحسب العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ .

3. أحسب العدد الكلي لأزواج الترابط .

4. أحسب عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة .

5. أرسم شكل لويس .

6. ما أسم الشكل الجزيئي ؟ ج // .....

7. ما نوع التهجين ؟ ج // .....

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 تكوّن مركبات .

جدول مهم ( حفظ ضروري ) :

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

ملاحظات :

1. الذرات المتشابهة ( رابطة تساهمية غير القطبية )

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

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 /  $( H - Cl ) HCl$

علل / الرابطة التساهمية في HCl قطبية ؟

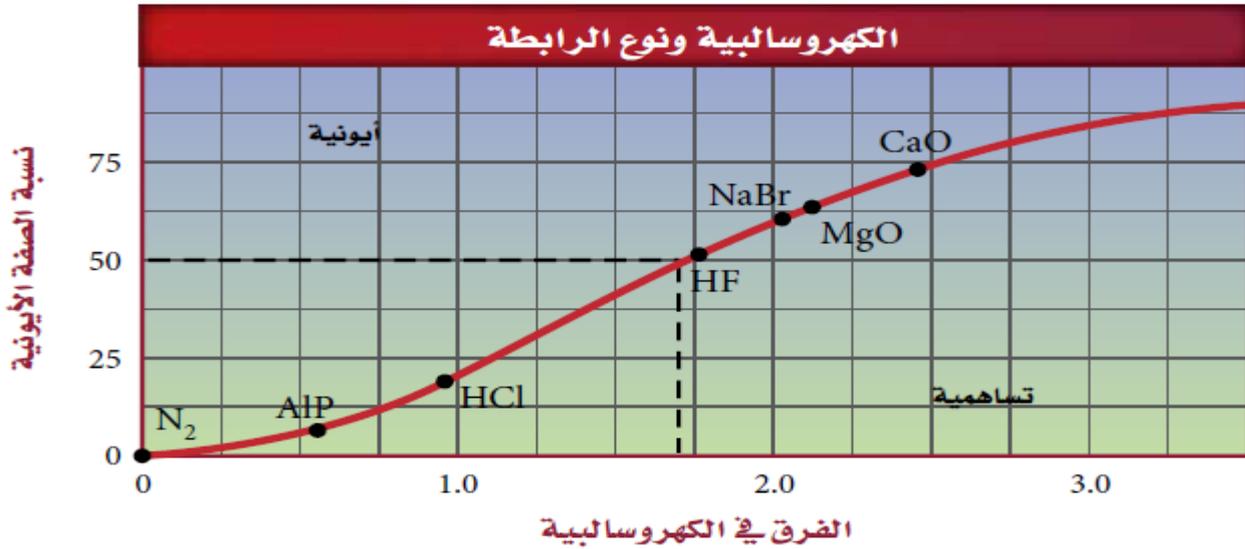
ج / لأن العناصر المختلفة فيكون لها مقادير كهروسالبية مختلفة لذا لا تتوزع الإلكترونات بالتساوي بين الذرات المختلفة فتكون الرابطة تساهمية قطبية .

& 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 الموضح أعلاه :

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																	5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	
3 Li 0.98	4 Be 1.57																	13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	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  
( Br = 2.96 , Cl = 3.16 , F = 3.98 , C = 2.55 , Cs = 0.79 ) :

1. الرابطة في CIF . 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<sub>2</sub>H<sub>4</sub> . ج /  $2.55 - 2.55 = 0$  ( تساهمية غير قطبية ) .

علل / ينحني الماء ( مجرى الماء ) البطنيء 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 .

س / ما نوع الرابطة B - F في المركب BF<sub>3</sub> , علما بأن الكهروسالبية لـ ( B = 2.0 و F = 4.0 ) ؟

- أ. أيونية      ب. تساهمية نقية      ج. تساهمية قطبية      د. تساهمية غير قطبية

القطبية وشكل الجزيء :

ملاحظات هامة جدا:

1. يمكن التنبؤ بقطبية جزيء من خلال :

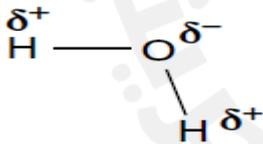
أ. قطبية كل رابطة .

ب. شكل الجزيء .

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

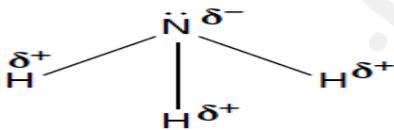
س / للجزيئات الآتية , أي منها قطبي وغير قطبي ؟

1. H<sub>2</sub>O .



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

2. NH<sub>3</sub> .



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

3. CCl<sub>4</sub> .



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

. BI<sub>3</sub> .4

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

. SF<sub>6</sub> .5

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

. SF<sub>4</sub> .6

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

. CO<sub>2</sub> .7

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

. CS<sub>2</sub> .8

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

خواص المركبات التساهمية :

\* القوى بين الجزيئية : تعود الاختلافات في الخواص , نتيجة الاختلاف 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<sub>2</sub> , N<sub>2</sub> , H<sub>2</sub> .

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

مثال / HCl (  $\delta^+ \delta^-$  )  
H - 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 انصهار منخفضة

&& تعزى خواص المركبات التساهمية الجزيئية الى القوى الداخلية التي تربط الجزيئات معا ولأنها ضعيفة , لذا تكون درجات انصهارها

أمثلة على الغازات التساهمية في الحالة الغازية:

. H<sub>2</sub>S , CO<sub>2</sub> , O<sub>2</sub>

وغليانها منخفضة مقارنة بالمركبات الأيونية .

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

ج / بسبب القوى الداخلية الضعيفة بين الجزيئات .

علل / الكثير من المركبات التساهمية لينة في الحالة الصلبة .

ج / بسبب القوى بين الجزيئات والتي تكون ضعيفة .

### المواد الصلبة التساهمية الشبكية :

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

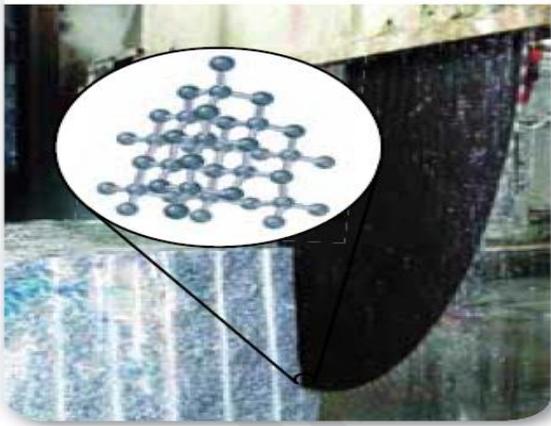
### خواصها :

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

الإلماسي : ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى ,

وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم يشكل نظاما بلوريا شديدا الترابط

له درجة انصهار عالية جدا .



### 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 أكبر 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 الشبكي ؟ هل يوجد اختلاف في الخواص الفيزيائية ؟ فسّر إجابتك .

ج / الجزيء التساهمي الصلب يكون لينا وله درجات انصهار منخفضة بسبب القوى الجزيئية الداخلية الضعيفة . أما الجزيء التساهمي

الشبكي فله درجة انصهار مرتفعة وهو شديد القساوة بسبب قوة الروابط التساهمية الشبكية .

## 5. أكمل الجدول الآتي :

مثال	خواص الصلب	وصف الرابطة	الصلب
NaCl	صلب , قاس , هش , بلوري , درجة انصهار مرتفعة , غير موصل في الحالة الصلبة	قوة جذب الأيون الموجب للأيون السالب	أيوني
CO <sub>2</sub>	غير صلب , درجة انصهار منخفضة , غير موصل في الحالة الصلبة	مشاركة الإلكترونات بين الذرات	جزيئي تساهمي
Ag	بلورية لها القدرة على توصيل الحرارة والكهرباء , قابل للثني وللسحب , ودرجة انصهار مرتفعة	التجاذب بين الأيون الموجب والإلكترونات الحرة الحركة	فلزي
الماس	بلوري وقاس , وصلب وهش , غير موصل	الذرات مرتبطة تساهميا بعدد كبير من الذرات في الشبكة البلورية	نساهمي شبكي

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 أقرب إلى الذرة ذات الكهروسالبية الكبرى بسبب المشاركة غير المتساوية , أما الإلكترونات في الروابط غير القطبية فتكون المشاركة فيها متساوية .

8. يعد المركب CF<sub>4</sub> جزيئا غير قطبي مع انه يحتوي على روابط قطبية ؟

ج / لأنه يحوي توزيع متساو للشحنة في الجزيء المتماثل .

9. ينتج الجزيء Y<sub>2</sub>X 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<sup>2</sup> 2S<sup>2</sup>2P<sup>4</sup> , تندمج مستويات الطاقة الفرعية في 2S2P ويتكون أربعة أفلاك مهجنة من نوع SP<sup>3</sup> .

د. فسر لماذا تكون الزوايا بين الروابط في هذا الجزيء أقل 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 إلى 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 إلى 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  
(2.66) (2.96) (3.16) (3.98) (3.44) (3.04) (2.55) (2.04) (1.57) (0.98)

1. ماذا يحدث للكهروسالبية خلال المجموعة في الجدول الدوري للعناصر ؟

ج /

2. بين بالحسابات الرياضية نوع الرابطة ( أيونية , تساهمية قطبية , تساهمية غير قطبية ) بين كل مما يأتي :

أ . C و Cl :

ج /

ب . F و N :

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  $CrO_4^{2-}$  .

مثال 1 / 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  $Al^{3+} = 2 \times$  عدد مولات صيغة  $Al_2O_3$  من السؤال

عدد مولات  $Al^{3+} = 2.5 = 1.25 \times 2$  مول .

مثال 2 / 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  $SO_4^{2+} = 3 \times$  عدد مولات صيغة  $Fe_2(SO_4)_3$  من السؤال

عدد مولات  $SO_4^{2+} = 9 = 3 \times 3$  مول .

س / احسب عدد مولات ذرات الهيدروجين في  $1.15 \times 10^1$  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  $H_2O = (1 \times 2) + (16 \times 1) = 18$  جرام \ مول ( g / mol ) .

ب .  $H_2SO_4$  .

ج / الكتلة المولية لـ  $H_2SO_4 = (1 \times 2) + (32 \times 1) + (16 \times 4) = 98$  جرام \ مول ( g / mol ) .

ج.  $Al_2(SO_4)_3$  .

ج / الكتلة المولية لـ  $Al_2(SO_4)_3 = (27 \times 2) + (32 \times 3) + (16 \times 12) = 342$  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  $(C_3H_5)_2S = (12.01 \times 6) + (1.008 \times 10) + (32.07 \times 1) = 114.21$  جرام \ مول (g / mol)

الكتلة = عدد المولات  $\times$  الكتلة المولية

الكتلة =  $114.21 \times 2.5$

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  $KMnO_4 = (39.098 \times 1) + (54.938 \times 1) + (16 \times 4) = 158.036$  جرام \ مول (g / mol) .

الكتلة = عدد المولات  $\times$  الكتلة المولية

الكتلة =  $158.036 \times 2.55$

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  $Ca(OH)_2 = (40.08 \times 1) + (16 \times 2) + (1 \times 2) = 74.1$  جرام \ مول (g / mol) .

عدد المولات = الكتلة \ الكتلة المولية

عدد المولات =  $325 \div 74.1 = 4.39$  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

$2500 = 1000 \times 2.5$  جرام ( g ) .

عدد المولات = الكتلة \ الكتلة المولية

عدد المولات =  $2500 \div 159.69$

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

$0.0254 = 25.4 \div 1000$  جرام ( g ) .

عدد المولات = الكتلة \ الكتلة المولية

عدد المولات =  $0.0254 \div 349.012$

عدد المولات =  $7.28 \times 10^{-5}$  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 :

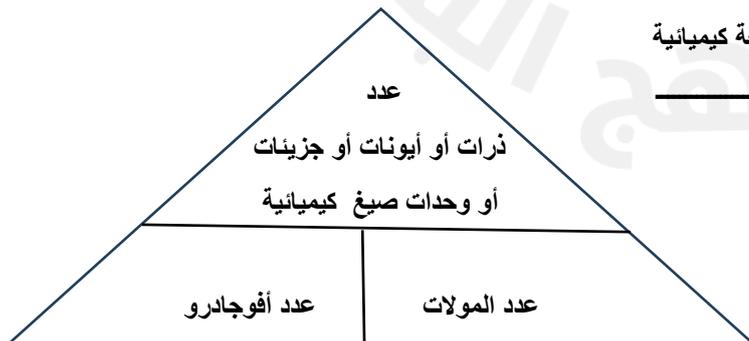
\* القانون الأول:

عدد ذرات أو أيونات أو جزيئات او وحدات صيغة كيميائية

عدد المولات =

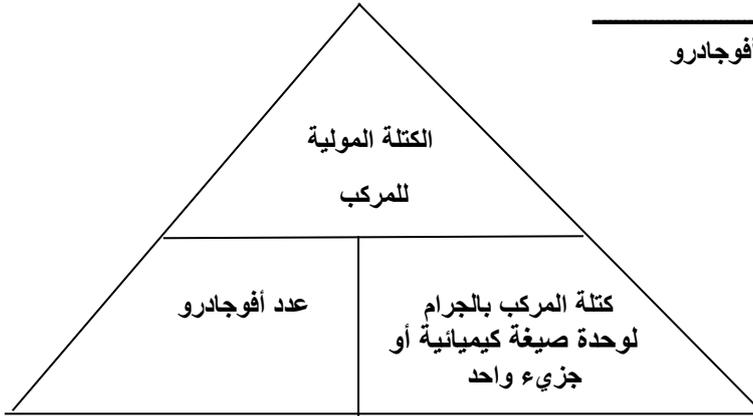
عدد أفوجادرو

& عدد أفوجادرو يساوي  $6.02 \times 10^{23}$  جسيم \ مول



\* القانون الثاني:

$$\frac{\text{الكتلة المولية للمركب}}{\text{عدد أفوجادرو}} = \text{كتلة المركب بالجرامات لوحد صيغة كيميائية}$$



مثال 1 / عينة من كبريتيت الصوديوم  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  كتلتها 2.25 g , أحسب :

1. عدد أيونات الصوديوم  $\text{Na}^+$  الموجودة فيها .

2. عدد أيونات  $\text{SO}_3^{2-}$  الموجودة فيها .

3. الكتلة بالجرامات لوحد صيغة واحدة من  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  في العينة .

إذا علمت أن ( الكتلة المولية لـ  $\text{Na}_2\text{SO}_3 = 126$  جرام \ مول ( g / mol ) .

ملاحظة هامة / نركز على ملاحظة عدد الأيونات في الصيغة الكيميائية ونعوض عدد كل أيون في الصيغة ثم نضرب بعدد المولات وعدد أفوجادرو .

$$\begin{aligned} \text{ج /} & \frac{\text{الكتلة}}{\text{عدد المولات}} = \frac{\text{الكتلة المولية}}{\text{عدد المولات}} \\ & 2.25 \text{ g} \div 126 \text{ g/mol} = 0.018 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{عدد أيونات الصوديوم } \text{Na}^+ = 6.02 \times 10^{23} \times 0.018 \times 2 = 2.16 \times 10^{22} \text{ أيون من } \text{Na}^+ .$$

$$\text{عدد أيونات الكبريتيت } \text{SO}_3^{2-} = 6.02 \times 10^{23} \times 0.018 \times 1 = 1.08 \times 10^{22} \text{ أيون من } \text{SO}_3^{2-} .$$

$$\frac{\text{الكتلة المولية للمركب}}{\text{عدد أفوجادرو}} = \text{كتلة المركب بالجرامات لوحد صيغة كيميائية}$$

من  $\text{Na}_2\text{SO}_3$

$$\frac{126}{6.02 \times 10^{23}} = \text{كتلة المركب بالجرامات لوحد صيغة كيميائية}$$

من  $\text{Na}_2\text{SO}_3$

$$\text{الكتلة بالجرام لوحد صيغة كيميائية من } \text{Na}_2\text{SO}_3 = 2.09 \times 10^{-22} \text{ g}$$

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 لوحة 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  $AlCl_3 = (27 \times 1) + (35.45 \times 3) = 133.35$  جرام \ مول ( g / mol ) .

$$\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \text{عدد المولات}$$

$$133.35 \setminus 35.6 = \text{عدد المولات}$$

$$\text{عدد المولات} = 0.267 \text{ مول}$$

$$\text{عدد أيونات الألومنيوم } Al^{3+} = 6.02 \times 10^{23} \times 0.267 \times 1 = 1.61 \times 10^{23} \text{ أيون من الألومنيوم } Al^{3+}$$

$$\text{عدد أيونات الكلوريد } Cl^{-} = 6.02 \times 10^{23} \times 0.267 \times 3 = 4.83 \times 10^{23} \text{ أيون من الكلوريد } Cl^{-}$$

$$\frac{\text{الكتلة المولية للمركب}}{\text{عدد أفوجادرو}} = \text{كتلة المركب بالجرامات لوحة صيغة كيميائية من } AlCl_3$$

$$\frac{133.35}{6.02 \times 10^{23}} = \text{كتلة المركب بالجرامات لوحة صيغة كيميائية من } AlCl_3$$

$$\text{الكتلة بالجرام لوحة صيغة كيميائية من } AlCl_3 = 2.21 \times 10^{-22} \text{ g}$$

مثال 3 / ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl التي تحتوي على  $4.59 \times 10^{24}$  وحدة صيغة كيميائية ؟ إذا علمت أن الكتلة المولية لـ NaCl تساوي 58.45 جرام \ مول ( g / mol ) .

$$\frac{\text{عدد وحدات الصيغة الكيميائية}}{\text{عدد أفوجادرو}} = \text{ج / عدد المولات}$$

$$\frac{4.59 \times 10^{24}}{6.02 \times 10^{23}} = \text{عدد المولات}$$

$$\text{عدد المولات} = 7.62 \text{ مول mol}$$

$$\text{الكتلة} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$\text{الكتلة} = 58.45 \times 7.62$$

$$\text{الكتلة} = 445 \text{ جرام ( g )}$$



3. كتلة جزيء واحد من ثاني أكسيد السيليكون :

س3 / عينة من ثاني أكسيد الكربون  $\text{CO}_2$  كتلتها 52 g احسب :

1. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها .
2. كتلة 3 جزيئات من  $\text{CO}_2$  بالجرامات .
- ( إذا علمت أن الكتل الذرية لكل من  $\text{C} = 12$  ,  $\text{O} = 16$  , وعدد أفوجادرو  $= 6.02 \times 10^{23}$  ) .

س4 / عينة من كرومات الفضة كتلتها 25.8 g , وعلمت أن عدد أفوجادرو يساوي  $6.02 \times 10^{23}$  , 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

ملاحظة هامة / تم أخذ حساب النسبة المئوية بالكتلة ( للعنصر ) سابقا ( قانون النسب الثابتة )

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر)} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

عنصر في المركب يمكن حسابها بقسمة كتلة العنصر على كتلة المركب والضرب في 100 .

النسب المئوية للمكونات من خلال الصيغة الكيميائية :

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية تحسب من القانون :

مثال 1 / حدد النسب المئوية بالكتلة لثاني أكسيد الكربون CO<sub>2</sub> , إذا علمت أن الكتل المولية لكل من C = 12.01 , O = 16 جرام \ مول ( g / mol ) .

ج / الكتلة المولية لـ CO<sub>2</sub> = ( 12.01 × 1 ) + ( 16 × 2 ) = 44.01 جرام \ مول ( g / mol ) .

ملاحظة هامة / نلاحظ من صيغة المركب CO<sub>2</sub> 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 .

$$\begin{aligned} \% C &= \frac{12.01 \times 1}{44.01} = 27.29 \% \\ \% O &= \frac{16 \times 2}{44.01} = 72.71 \% \end{aligned}$$

مثال 2 / أي المركبين الآتيين تكون فيه النسبة المئوية بالكتلة للكبريت أعلى : H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> أم H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ؟ 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<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> = ( 1 × 2 ) + ( 32 × 1 ) + ( 16 × 3 ) = 82 جرام \ مول ( g / mol ) .

الكتلة المولية لـ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = ( 1 × 2 ) + ( 32 × 1 ) + ( 16 × 4 ) = 98 جرام \ مول ( g / mol ) .

$$\begin{aligned} \% S \text{ في } H_2SO_3 &= \frac{32 \times 1}{82} = 39.02 \% \\ \% S \text{ في } H_2SO_4 &= \frac{32 \times 1}{98} = 32.65 \% \end{aligned}$$

من خلال الحسابات نجد أن الكبريت أعلى في H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> .

الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية :

الصيغة الأولية : الصيغة التي تبين أصغر نسبة مولات بين أعداد 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 /

ملاحظة هامة / يمكن الافتراض أن النسب المئوية تمثل كتل العناصر في عينة مقدارها 100 g , لذا يمكن استبدال رمز النسبة بالوحدة g .

$$\text{عدد مولات الكربون C} = \frac{48.64}{12.01} = 4.050 \text{ مول ( mol )}$$

$$\text{عدد مولات الهيدروجين H} = \frac{8.16}{1.008} = 8.10 \text{ مول ( mol )}$$

$$\text{عدد مولات الأكسجين O} = \frac{43.20}{16} = 2.700 \text{ مول ( mol )}$$

نجد أبسط نسبة مولية للعناصر في المركب بالقسمة على أصغر قيمة مولية وهي ( 2.7 مول ) .

$$\text{مولات الكربون C} = \frac{4.050}{2.7} = 1.5 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الهيدروجين H} = \frac{8.1}{2.7} = 3 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الأكسجين O} = \frac{2.7}{2.7} = 1 \text{ مول}$$

نجد نسبة عددية صحيحة من خلال الضرب في أصغر رقم وهو 2 .

$$\text{مولات الكربون C} = 1.5 \times 2 = 3 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الهيدروجين H} = 3 \times 2 = 6 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الأكسجين O} = 1 \times 2 = 2 \text{ مول}$$

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 :

الكتلة المولية الفعلية ( التجريبية )

$$\frac{\text{الكتلة المولية الفعلية ( التجريبية )}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}} = n$$

الصيغة الجزيئية =  $n$  × الصيغة الأولية

مثال / يشير التحليل الكيميائي لحمض السكسينيك الى أنه يتكون من % 40.68 كربون , و % 5.08 هيدروجين , و % 54.24 أكسجين , وله كتلة مولية  $118.1 \text{ g/mol}$  . حدد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لهذا الحمض . ( إذا علمت أن الكتل المولية لـ  $C = 12.01$  ,  $H = 1.008$  ,  $O = 16$  جرام \ مول  $(\text{g/mol})$  .

$$\text{ج / ج} = \frac{40.68}{12.01} = \text{عدد مولات الكربون C} = 3.387 \text{ مول } (\text{mol})$$

$$\text{ج / ج} = \frac{5.08}{1.008} = \text{عدد مولات الهيدروجين H} = 5.04 \text{ مول } (\text{mol})$$

$$\text{ج / ج} = \frac{54.24}{16} = \text{عدد مولات الأكسجين O} = 3.390 \text{ مول } (\text{mol})$$

نجد أبسط نسبة مولية للعناصر في المركب بالقسمة على أصغر قيمة مولية وهي ( 3.387 مول ) .

$$\text{مولات الكربون C} = \frac{3.387}{3.387} = 1 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الهيدروجين H} = \frac{5.04}{3.387} = 1.5 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الأكسجين O} = \frac{3.390}{3.387} = 1 \text{ مول}$$

نجد نسبة عددية صحيحة من خلال الضرب في أصغر رقم وهو 2 .

$$\text{مولات الكربون C} = 1 \times 2 = 2 \text{ مول}$$

$$\text{مولات الهيدروجين H} = 1.5 \times 2 = 3 \text{ مول}$$

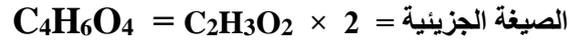
$$\text{مولات الأكسجين O} = 1 \times 2 = 2 \text{ مول}$$

أذن الصيغة الأولية للمركب هي  $C_2H_3O_2$  .

$$\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية لـ } C_2H_3O_2 = (12.01 \times 2) + (1.008 \times 3) + (16 \times 2) = 59.04 \text{ جرام \ مول } (\text{g/mol}) .$$

نجد قيمة  $n$  من العلاقة :

$$2 = \frac{118.1}{59.04} = \frac{\text{الكتلة المولية التجريبية لحمض السكسينيك}}{\text{الكتلة المولية للصيغة الأولية}} = n$$



نشاط على الدرس الثاني (الصغ الأولية والصغ 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<sub>2</sub>O      ج. C<sub>2</sub>HO<sub>2</sub>      د. C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

2. الصيغة الأولية لحمض الإيثانويك CH<sub>3</sub>COOH هي :

أ. CH<sub>2</sub>O      ب. CH<sub>3</sub>O<sub>2</sub>      ج. CHO      د. C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O

3. الصيغة الجزيئية لفيتامين C هي C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub> فما الصيغة الأولية ؟

أ. C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>O<sub>3</sub>      ب. C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>      ج. CHO      د. CH<sub>2</sub>O

4. ما النسبة المئوية للفسفور في حمض الفسفوريك H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ؟ علما بأن الكتل الذرية ( H = 1 ,, P = 31 ,, O = 16 ) :

أ. 31.63 %      ب. 3.06 %      ج. 65.3 %      د. 56.3 %

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  $62.07 \text{ g/mol}$  وأن الكتل المولية للعناصر المكونة له كما هي مبينة في الجدول أدناه :

العنصر	الهيدروجين	الكربون	الأكسجين
الكتلة المولية $\text{g/mol}$	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 تركز 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 لحساب 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 تحدها 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 الجسيمات وعدد المولات والكتلة , ثم وضح تطبيق قانون بقاء الكتلة , إذا علمت أن الكتل المولية لـ  $C_3H_8 = 44.09$  , ولـ  $O_2 = 32$  , ولـ  $CO_2 = 44.01$  , ولـ  $H_2O = 18.02$  جرام \ مول ( g / mol ) . ومعادلة التفاعل هي :



ج / تحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد الجزيئات :



وتحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد المولات أيضا :



وللتأكد من قانون حفظ الكتلة، نحول عدد مولات المواد المتفاعلة والناجمة إلى كتلة، من خلال الضرب بالكتلة المولية:

$$\text{كتلة } \text{C}_3\text{H}_8 \text{ المتفاعلة} = 44.09 \times 1 = 44.09 \text{ جرام (g)}$$

$$\text{كتلة } \text{O}_2 \text{ المتفاعلة} = 32 \times 5 = 160 \text{ جرام (g)}$$

$$\text{كتل المواد المتفاعلة} = 160 + 44.09 = 204.1 \text{ جرام (g)}$$

$$\text{كتلة } \text{CO}_2 = 44.01 \times 3 = 132.0 \text{ جرام (g)}$$

$$\text{كتلة } \text{H}_2\text{O} = 18.02 \times 4 = 72.08 \text{ جرام (g)}$$

$$\text{كتل المواد الناتجة} = 132.0 + 72.08 = 204.1$$

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 والناجمة تحدد عن طريق المعاملات في المعادلة الموزونة، ولا يمكن تحديدها إذا لم تكن المعادلة موزونة.

2. لماذا تُعد 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:

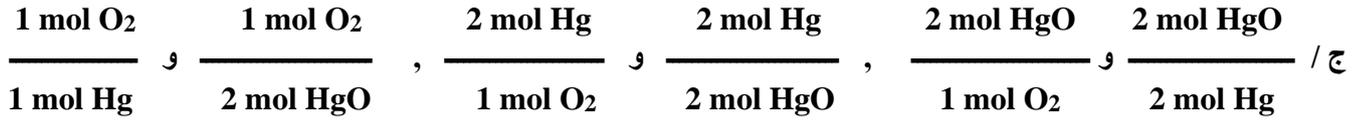


$$\text{ج /} \quad \frac{2 \text{ mol KBr}}{1 \text{ mol Br}_2} \text{ و } \frac{2 \text{ mol KBr}}{2 \text{ mol K}}, \quad \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol KBr}} \text{ و } \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol K}}, \quad \frac{2 \text{ mol K}}{2 \text{ mol KBr}} \text{ و } \frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol Br}_2}$$



$$\text{ج /} \quad \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2} \text{ و } \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}}, \quad \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \text{ و } \frac{3 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol Al}}, \quad \frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \text{ و } \frac{4 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol O}_2}$$

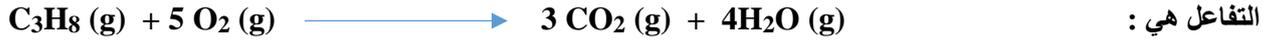




استخدام الحسابات الكيميائية :

1. تحويل من مول ( mol ) الى مول ( mol ) :

مثال 1 / ما عدد مولات CO<sub>2</sub> التي تنتج من احتراق 10 mol من C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> في كمية وافرة من الأوكسجين في شواية الغاز , ومعادلة



ج / نستخدم النسبة المولية الصحيحة لتحويل مولات المادة المعروفة C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> الى مولات المادة المجهولة CO<sub>2</sub> .

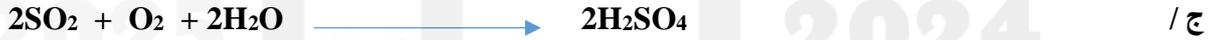
**ملاحظة هامة /** دائما عند كتابة النسبة المولية , نضع المادة المجهولة ( المطلوبة ) في البسط والمادة المعروفة ( المعطاة ) في المقام ولا ننسى قيم المعاملات من المعادلة الموزونة.

$$\frac{3}{1} = \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = \text{النسبة المولية}$$

$$\text{عدد مولات CO}_2 = 10 \times \frac{3}{1} = 30 \text{ مول ( mol ) من غاز CO}_2 .$$

مثال 2 / يتكون حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO<sub>2</sub> مع الأوكسجين والماء .

1. اكتب معادلة التفاعل مع وزنها .
2. ما عدد مولات H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> الناتجة من تفاعل 12.5 mol من SO<sub>2</sub> .
3. ما عدد مولات O<sub>2</sub> المطلوبة .



$$\frac{2}{2} = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol SO}_2} = \text{النسبة المولية}$$

$$\text{عدد مولات H}_2\text{SO}_4 = 12.5 \times \frac{2}{2} = 12.5 \text{ مول ( mol ) من H}_2\text{SO}_4 .$$

$$\frac{1}{2} = \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol SO}_2} = \text{النسبة المولية}$$

$$\text{عدد مولات O}_2 = 12.5 \times \frac{1}{2} = 6.25 \text{ مول ( mol ) من O}_2 .$$

2. تحويل من مول ( mol ) الى كتلة ( g ) :

مثال 1 / احسب كتلة كلوريد الصوديوم الناتجة من تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl<sub>2</sub> . ( الكتلة المولية لـ NaCl = 58.44 جرام \ مول ( g / mol ) .



أولاً : نستخرج عدد مولات NaCl ثم كتلتها :

$$\frac{2}{1} = \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = \text{النسبة المولية}$$

$$\text{عدد مولات NaCl} = 1.25 \times \frac{2}{1} = 2.5 \text{ مول أو mol .}$$

$$\text{كتلة NaCl} = \text{عدد مولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$\text{كتلة NaCl} = 58.44 \times 2.5 = 146 \text{ جرام ( g ) .}$$

مثال 2 / يستخلص رابع كلوريد التيتانيوم  $\text{TiCl}_4$  من ثاني أكسيد التيتانيوم  $\text{TiO}_2$  باستخدام الكلور وفحم الكوك وفق المعادلة :



( إذا علمت أن الكتل المولية لـ  $\text{Cl}_2 = 70.9$  ، ولـ  $\text{C} = 12.01$  ، ولـ  $\text{TiO}_2 = 79.865$  جرام \ مول ( g / mol ) .

1. ما كتلة غاز  $\text{Cl}_2$  المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من  $\text{TiO}_2$  ؟

2. ما كتلة غاز  $\text{Cl}_2$  المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من  $\text{TiO}_2$  ؟

3. ما كتلة المواد الناتجة جميعها من تفاعل 1.25 mol من  $\text{TiO}_2$  ؟

$$\frac{2}{1} = \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol TiO}_2} = \text{النسبة المولية} \quad \text{ج // 1.}$$

$$\text{عدد مولات Cl}_2 = 1.25 \times \frac{2}{1} = 2.5 \text{ مول أو mol .}$$

$$\text{كتلة Cl}_2 = 70.9 \times 2.5 = 177.25 \text{ جرام ( g ) .}$$

2.

$$\frac{1}{1} = \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol TiO}_2} = \text{النسبة المولية}$$

$$\text{عدد مولات C} = 1.25 \times \frac{1}{1} = 1.25 \text{ مول أو mol .}$$

$$\text{كتلة Cl}_2 = 12.01 \times 1.25 = 15.01 \text{ جرام ( g ) .}$$

3. نحسب كتلة  $\text{TiO}_2$  المستعملة :

$$\text{كتلة TiO}_2 = 79.865 \times 1.25 = 99.8 \text{ جرام ( g ) .}$$

$$\text{كتلة المواد المتفاعلة} = 177.25 + 15.01 + 99.8 = 292.06 \text{ جرام ( g )}$$

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 ) :

مثال 1 / عندما تتحلل نترات الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  , أحد أهم الأسمدة , ينتج غاز أكسيد ثنائي النيتروجين والماء . حدد كتلة  $\text{H}_2\text{O}$  الناتجة من تحلل 25 g من نترات الأمونيوم الصلبة  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  . ( إذا علمت أن الكتل المولية لـ  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80.04$  , ولـ  $\text{H}_2\text{O} = 18.02$  جرام \ مول ( g / mol ) . ومعادلة التفاعل :



$$\text{ج / ج} \quad \text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{25}{80.04} = 0.312 \text{ مول أو mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = \frac{\text{النسبة المولية}}{1}$$

$$\text{عدد مولات H}_2\text{O} = 0.312 \times \frac{2}{1} = 0.624 \text{ مول أو mol} .$$

$$\text{كتلة H}_2\text{O} = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$\text{كتلة H}_2\text{O} = 18.02 \times 0.624 = 11.2 \text{ جرام ( g )} .$$

مثال 2 / يتشكل المطر الحمضي من تفاعل  $\text{SO}_2$  مع الأكسجين والماء في الهواء ليشكل  $\text{H}_2\text{SO}_4$  . اكتب المعادلة الموزونة وإذا تفاعل 2.5 g من  $\text{SO}_2$  مع الماء والأكسجين فاحسب كتلة  $\text{H}_2\text{SO}_4$  الناتجة بالجرامات ؟ ( إذا علمت أن الكتل المولية لـ  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98.016$  , ولـ  $\text{SO}_2 = 64$  جرام \ مول ( g / mol ) .



$$\text{عدد مولات SO}_2 = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{2.5}{64} = 0.039 \text{ مول أو mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol SO}_2} = \frac{\text{النسبة المولية}}{2}$$

$$\text{عدد مولات H}_2\text{SO}_4 = 0.039 \times \frac{2}{2} = 0.039 \text{ مول أو mol} .$$

$$\text{كتلة H}_2\text{SO}_4 = \text{عدد المولات} \times \text{الكتلة المولية}$$

$$\text{كتلة H}_2\text{SO}_4 = 98.016 \times 0.039 = 3.83 \text{ جرام ( g )} .$$

نشاط على الدرس الثالث ( حسابات المعادلات الكيميائية ):

س1 / من الخطوات الأولى في تصنيع حمض النيتريك أكسدة الأمونيا وفقا للمعادلة الموزونة التالية :



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 ؟

.....

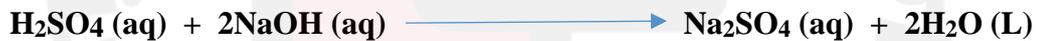
.....

.....

.....

.....

س2 / يتفاعل حمض الكبريتيك مع هيدروكسيد الصوديوم وفقا للمعادلة الموزونة التالية :



1. حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة :

.....

.....

.....

2. ما عدد مولات  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  التي تنتج من تفاعل 1.2 mol من NaOH مع وفرة من  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ؟

.....

.....

.....

3. ما كتلة  $H_2SO_4$  اللازمة للتفاعل مع  $0.75 \text{ mol}$  من  $NaOH$  , علما بأن الكتلة المولية لحمض الكبريتيك  $98 \text{ g / mol}$  ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

س3 / يستخدم الهيدرازين  $N_2H_4$  وفوق أكسيد الهيدروجين  $H_2O_2$  كمسيرات للصواريخ , ويتم التفاعل بينهما طبقا للمعادلة الكيميائية



1 . عدد مولات  $H_2O$  التي تتكون عند انتاج  $1.85 \text{ mol}$  من  $HNO_3$  .

.....

.....

.....

.....

2. كم عدد مولات  $H_2O_2$  اللازمة للتفاعل مع  $22 \text{ g}$  من  $N_2H_4$  , علما بأن الكتلة المولية للهيدرازين  $32 \text{ g / mol}$  .

.....

.....

.....

.....

س4 / احسب كتلة الأمونيا الناتجة من تفاعل  $5.2 \text{ g}$  من الهيدروجين مع كمية وافرة من النيتروجين حسب المعادلة التالية :



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



س5 / تتحلل كلورات البوتاسيوم عند التسخين وفق المعادلة :  $2\text{KCl} (\text{s}) + 3\text{O}_2 (\text{g})$

1. حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة .



2. أحسب عدد مولات الأوكسجين الناتجة من انحلال 1 mol من كلورات البوتاسيوم ؟

3. ما كتلة كلورات البوتاسيوم التي تنتج عدد أفوجادرو من ذرات الأوكسجين علما بأن ( الكتلة المولية لـ  $\text{KClO}_3 = 122.5 \text{ g/mol}$  ) .

(( أنتهى المنهج ))

(( مع أطيب الأمنيات بالتوفيق والنجاح للجميع ))