الكيمياء 2
كيم 211

إعداد أ/ محمود رفعت

ملاحظة: المذكرة لا تغني عن الكتاب المدرسي.

اسم الطالب:.....

الصف:.....

الرقم الأكاديمي:.....

الفصل الأول: الإلكترونات في الذرات

(1-1) نظرية الكم والذرة

س/ أذكر تركيب الذرة بالتفصيل؟

.....

س/ ما الفرق بين الحالة المستقرة والحالة المثارة للذرة؟

ج/ الحالة المستقرة: حالة الذرة في أدني مستوي للطاقة لها.

الحالة المثارة : عندما يكتسب الإلكترون طاقة وينتقل لمستوى أعلى.

أولاً نموذج بور الذري:

1- اقترح بور أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة حول النواة مسموح بها فقط.
2- الإلكترون يدور في مدارات دائرية مسموح بها فقط ولكل مدار طاقة معينة.
3- كلما صغر المدار قلت طاقته والعكس صحيح.
4- افترض بور عدد كمي n للمستويات (n = 1 , 2 , 3 , 4 , 5 , 6 , 7).
5- استطاع بور حساب أنصاف أقطار وأيضا ربط بين الطاقة النسبية لذرة الهيدروجين والأفلاك من العلاقة:

$$R_n = n^2 R_1$$

حيث: (نصف قطر المستوي الأول= 0.0529 nm)

س/ ما المقصود بالعدد الكمي n ؟

.....

.....

طيف الهيدروجين الخطي:

عندما يكتسب الإلكترون كمية من الطاقة ينتقل الي مستوي أعلي وتصبح الذرة مثارة ولكن عندما يفقد الالكترون هذه الطاقة فانه يعود الي مداره الأصلي ولكن يشع ضوء يسمي فوتون ويساوي فرق الطاقة بين المستويين وتنتج سلاسل الضوء.

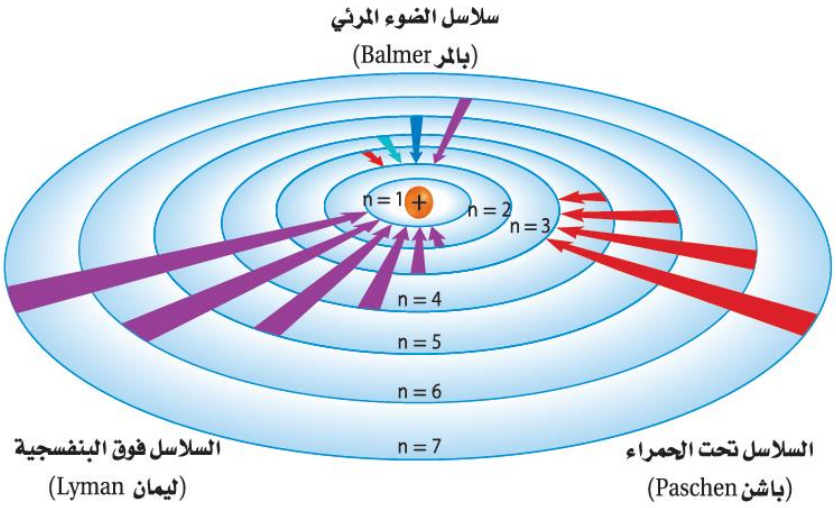
س/ بم تفسر لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة رغم أنها تحتوي على إلكترون واحد؟

.....

.....

هل الفرق بين مستويات الطاقة متساوى:

لا الفرق بين كل مستويين غير متساوى ويقل كلما بعدنا عن النواة.



قارن بين سلاسل الضوء ليمان وبالمر وباشن لطيف الانبعاث الذرى الخطى لذرة الهيدروجين:

1- سلسلة ليمان (الأشعة فوق البنفسجية) عندما يعود الإلكترون الي n = 1

2- سلسلة بالمر (المرئية) عندما يعود الإلكترون الي n = 2

3- سلسلة باشن (الاشعة تحت الحمراء) عندما يعود الإلكترون الي n = 3

ملاحظة :

شبه بور مستويات الطاقة بدرجات السلم يمكن التوقف علي الدرجة ولكن لايمكن الوقوف بين الدرجتين أي لا يمكن لإلكترون الدوران بين مستويات الطاقة.

مزايا نموذج بور:

1- فسر خطوط الطيف المرئي للهيدروجين.
2- فكرة بور عن ذرة الهيدروجين وضعت الأساس للنماذج الذرية الحديثة.
3- توصل لمعادلة رياضية لحساب طاقة المستويات في ذرة الهيدروجين.

عيوب نموذج بور:

1- لم يستطيع تفسير أطياف ذرات العناصر الأخري الاكثر تعقيداً من الهيدروجين.
2- لم يستطع تفسير السلوك الكيميائي للذرات.
3- أقترح أن الإلكترون يدور في مدارات دائرية ثابتة.

بم تفسر: ينتج سلوك الالكترون في الذرة ألوان مختلفة للضوء؟

.....

.....

اختر الإجابة الصحيحة:

1- ما أعلى قيمة للطاقة يمكن لإلكترون ذرة الهيدروجين أن يطلقها عند انتقاله خلال المستويات الرئيسية الآتية؟

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

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

أ. ليمان ب. بالمر

ج. باشن د. براكت

3- إلى أي مستوى طاقة يعود الإلكترون المثار عندما تنتج سلاسل الضوء المرئي؟

أ. الأول ب. الثاني

ج. الثالث د. الرابع

النموذج الكمي للذرة:

أقتنع العلماء بان نموذج بور الذري غير صحيح فوضعوا تصورات جديدة.

1- فرض دي برولي:

اعتقد أن الجسيمات المتحركة (الإلكترونات) لها خواص الموجات.

معادلة دي برولي

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

حيث: (h: ثابت بلانك ، v: السرعة ، m: الكتلة ، λ : طول الموجة)

س/ ما المقصود بطول موجة الجسيم؟

.....

.....

بم تفسر:

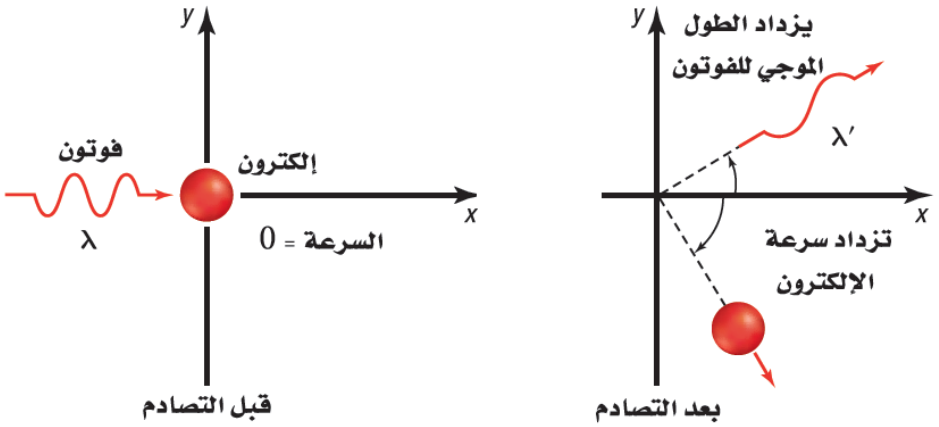
لا نستطيع ملاحظة الاطوال الموجية للأجسام ذات الكتلة الكبيرة مثل السيارات؟

.....

.....

2- مبدأ هايزنبرج للشك:

ينص على أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.



بم تفسر:

1- لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير محدد باستخدام مبدا الشك لهايزنبرج؟

ج/ عندما يصدم الفوتون الإلكترون تنتقل جزء من طاقة الفوتون للإلكترون وتزداد سرعته ويتغير موقعه ويزداد الطول الموجي للفوتون.

2- لماذا تتغير طاقة الفوتون بعد التصادم؟

.....

.....

.....

3- من المستحيل أن يتم رصد موقع وسرعة إلكترون معين في نفس الوقت بدقة حسب مبدأ هايزنبرج للشك؟

.....

.....

اختر الإجابة الصحيحة:

أي مصطلح لا يدخل ضمن العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسة للعالم دي برولي؟

أ. كتلة الجسيم ب. سرعة الجسيم

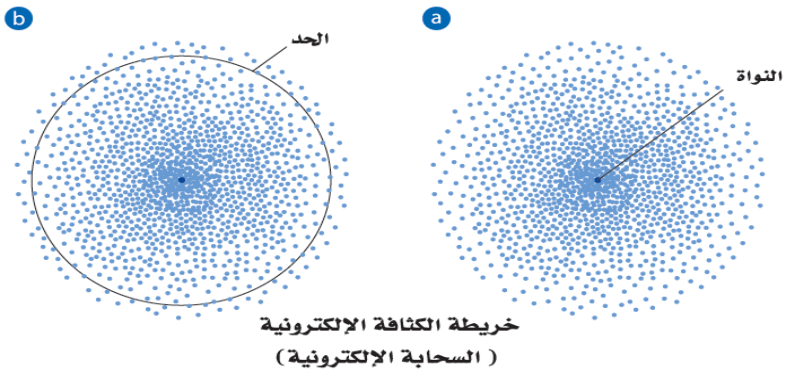
ج. طول موجة الجسيم د. تسارع الجسيم

3- معادلة شرودنجر الموجية:

اشتق شرودنجر معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة وهذا النموذج ينطبق على جميع ذرات العناصر واستنتج أن الإلكترون يتحرك في منطقة ثلاثية الأبعاد تسمي الفلك الذري.

الفلك الذري:

هو منطقة ثلاثية الأبعاد يحتمل أن يوجد الإلكترون بها، وهو يشبه سحابة الكترونية يزداد احتمال وجود الإلكترون عند الكثافة العالية وتصل نسبة وجوده % 90.



النموذج الكمي (الموجي) للذرة:

هو النموذج الذي تعامل فيه الالكترونات على أساس أنها موجات.

س/ ما الفرق بين المدار في نموذج بور والنموذج الكمي للذرة؟

.....

.....

.....

مقارنة بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة:

نموذج بور	النموذج الكمي
ينطبق على ذرة الهيدروجين فقط.	ينطبق على جميع ذرات العناصر.
يعتبر الإلكترون كأنه جسيم فقط.	يعتبر الإلكترون كأنه موجة.
يفترض أن الإلكترون يدور في مدارات دائرية ثابتة.	يوجد الإلكترون في منطقة ثلاثية الأبعاد.
يحدد طاقة الإلكترون بقيم معينة.	يحدد طاقة الإلكترون بقيم معينة ولكن لا يقوم بوصف مسار الإلكترون حول النواة.

الأفلاك الذرية للهيدروجين:

هناك أعداد تستخدم لوصف الإلكترونات في الأفلاك الذرية حول النواة.

عدد الكم الرئيسي n:

يعبر عن الحجم النسبي وطاقة الافلاك الذرية (وكلما زاد عدد n تزداد طاقة المستويات).

ملاحظة:

تنقسم المستويات الرئيسية الي عدد من المستويات الفرعية (S , P , d , f).

المستوي الأول : له مستوي فرعي واحد (S)

المستوي الثاني : له مستويان فرعيان (S, P)

المستوي الثالث : له ثلاثة مستويات (S, P, d)

المستوي الرابع : له أربعة مستويات (S , P , d , f)

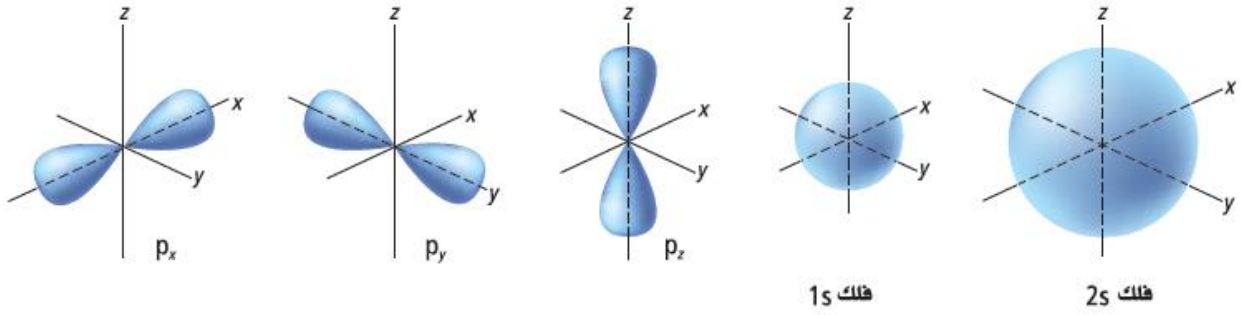
وصف المستويات الفرعية:

اشكال الأفلاك:

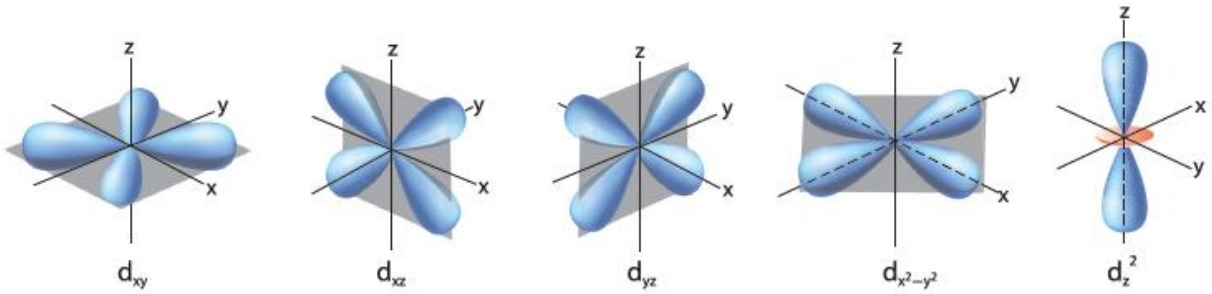
الفلك (S) : له شكل كروي

الفلك (P) : له شكل فصين متقابلين

الفلكان (d , f) : متعددا الفصوص



a. أفلاك s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس. **b**. لأفلاك p الثلاثة أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x،y،z.



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

ملاحظات هامة:

1 - كل مستوي فرعي يتكون من عدة أفلاك ذرية رمز الفلك (▭).

2 - كل فلك لا يستوعب أكثر من 2 إلكترون (↑↓).

3 - أفلاك المستوي الفرعي الواحد متساوية في الطاقة.

4 - عدد الأفلاك في كل مستوي طاقة رئيسي = n^2.

5 - عدد الإلكترونات في كل مستوي طاقة رئيسي = $2n^2$.

6 - يكتب رقم المستوي الرئيسي قبل رمز المستوي الفرعي مثل (3S).

الجدول 2-1	مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين			
عدد الكم الرئيسي (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك في المستويات الفرعية	مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي (n^2)	مجموع عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي ($2n^2$)
1	s	1	1	2
2	s p	1 3	4	8
3	s p d	1 3 5	9	18
4	s p d f	1 3 5 7	16	32

اختر الإجابة الصحيحة:

1- تعد أفلاك P في نفس المستوى الرئيسي متماثلة في جميع الخصائص التالية ماعدا خاصية واحدة، فما تلك الخاصية؟

أ. الطاقة ب. الشكل

ج. الاتجاه في الفراغ د. السعة من الإلكترونات

2- ما عدد الاتجاهات المحتملة للفلك d؟

أ. 1 ب. 3

ج. 5 د. 7

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. غير متماثلة في الشكل وغير متساوية في الطاقة

س/ ما اقصى عدد من الالكترونات يمكن أن يسعه الفلك الذرى؟

.....

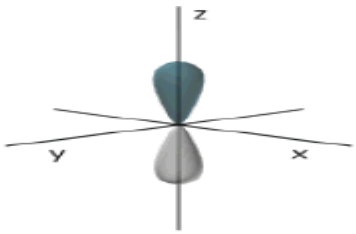
س/ ما الفرق بين المستويين الفرعيين (2s / 1s) مع التوضيح بالرسم؟

.....

.....

.....

.....



1. ما الفلك الذي يمثله الشكل المجاور ؟

أ. d_{z^2} ب. p_y

ج. p_z د. d_{xy}

ما **أكبر عدد من الإلكترونات** التي يمكن أن توجد في مستوى **الطاقة الرئيسي السادس** للذرة نظرياً؟

a. 8 b. 12 c. 36 d. 72

انتهى الدرس

(2-1) التوزيع الإلكتروني

التوزيع الإلكتروني:

هو ترتيب الإلكترونات في أفلاك ذرة العنصر.

ويتم الترتيب وفقاً لعدة مبادئ وهي:

1- مبدأ أوفباو:

المستويات الأقل في الطاقة تملئ أولاً بالإلكترونات ثم المستويات الأعلى في الطاقة.

س/ رتب الأفلاك الذرية حسب الطاقة؟

المستوى	التوزيع
الأول	
الثاني	
الثالث	
الرابع	
الخامس	
السادس	
السابع	

خواص رسم أوفباو:

1- طاقة الأفلاك في المستوي الفرعي تكون متساوية مثل 2p.

2- يحدث تداخل للأفلاك مع بعضها مثال طاقة 3d أعلي من طاقة 4S لذلك يعبأ 4S أولاً.

3 – طاقة المستويات الفرعية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيسي الواحد مختلفة مثل 2P , 2S.

بم تفسر:

يملأ المستوى الفرعي 3d بعد 4s ؟

.....

.....

2- مبدأ باولي:

الفلك الذري لا يستوعب أكثر من 2 إلكترون يدور كل منهما عكس الآخر.

3- قاعدة هوند:

تشغل الإلكترونات الافلاك بصورة مفردة أولاً ثم بعد ذلك يحدث ازدواج.

طرق التوزيع الإلكتروني:-

1- الترميز الالكتروني:

وضح الترميز الالكتروني لكل من:

العنصر	التوزيع الالكتروني
F_9	
Al_{13}	
Cl_{17}	
Kr_{36}	
Cr_{24}	
Cu_{29}	

2- طريقة مربعات الافلاك:

وضح التوزيع الالكتروني برسم مربعات الافلاك:

العنصر	طريقة مربعات الافلاك
Na_{11}	
S_{16}	
Ca_{20}	

3 - الطريقة المختصرة (لأقرب غاز نبيل):

الغازات النبيلة: هي المجموعة رقم 18 في الجدول الدوري ويحتوي المدار الأخير لها علي 8 إلكترونات ما عدا الهيليوم وهي:

هيليوم	نيون	أرجون	كربتون	زينون	رادون
He_2	Ne_{10}	Ar_{18}	Kr_{36}	Xe_{54}	Rn_{86}

س/ علل الغازات النبيلة مستقرة.

.....

وضح الترميز الالكتروني بالطريقة المختصرة لكل من:

العنصر	الطريقة المختصرة (الغاز النبيل)
C_6	
Cs_{55}	
Ga_{31}	
Sn_{50}	

تلخيص التوزيع الإلكتروني:

المستويات الفرعية:-

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

طريقة التوزيع المختصرة (الغازات النبيلة):-

هناك زر

المستويات التي تليه	الغاز النبيل
$[He_2]$ 2s 2p	هـ $[He_2]$
$[Ne_{10}]$ 3s 3p	ن $[Ne_{10}]$
$[Ar_{18}]$ 4s 3d 4p	ا $[Ar_{18}]$
$[Kr_{36}]$ 5s 4d 5p	ك $[Kr_{36}]$
$[Xe_{54}]$ 6s 4f 5d 6p	ز $[Xe_{54}]$
$[Rn_{86}]$ 7s 5f 6d 7p	ر $[Rn_{86}]$

إلكترونات التكافؤ:

هي إلكترونات الأفلاك الخارجية للذرة (إلكترونات المستوى الخارجي).

التمثيل النقطي (رموز لويس):

يكتب رمز العنصر وتمثل إلكترونات المستوي الخارجي بوضع نقط تعبر عن إلكترونات التكافؤ.

كم عدد إلكترونات التكافؤ في الذرة التي توزيعها الإلكتروني: $[\ {}_{10}Ne\ ]\ 3s^2\ 3p^5$ ؟

أ. 3 ب. 5 ج. 7 د. 21

2) الترميز الالكتروني الذي يصف الذرة في حالة الاثارة هو:

أ- $[Ar]4s^23d^{10}4p^1$ ب- $[Ne]3s^23p^4$

ج- $[kr]5s^24d^1$ د- $[Ar]4s^23d^84p^1$

وضح التمثيل النقطي لكل من ذرات العناصر التالية:

العنصر	التمثيل النقطي (رموز لويس)
Mg_{12}	
O_8	
Cl_{17}	
Ba_{56}	
Ca_{20}	
I_{53}	

بم تفسر :

1- يشذ النحاس عن التوزيع الإلكتروني؟

.....

.....

2- يشذ الكروم عن التوزيع الإلكتروني؟

.....

.....

س/ تحتوى ذرة الكلور على سبعة الكترونات فى أفلاك مستوى الطاقة الرئيسي الثالث:

1- ما العدد الذرى للكلور .....

2- ما عدد الالكترونات التي تشغل أفلاك p من الالكترونات السبع الاصلية.....

3- ماعدد الالكترونات التي تشغل p من الالكترونات السبعة عشر الأصلية.....

4-ماعدد الالكترونات التي تشغل s من الالكترونات السبع عشر .....

5-اذكر عدد الالكترونات المفردة .....

انتهى الدرس

أسئلة على الفصل الأول

س/ ذرة عنصر تحتوي على 7 الكترونات في جميع أفلاك المستوى n=3 اكتب الترميز الالكتروني لهذا العنصر بالثلاث طرق؟

الترميز الالكتروني:

.....

مربعات الأفلاك:

.....

.....

ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

.....

اختر الإجابة الصحيحة:

1- عدد الإلكترونات المنفردة في ذرة N_7:

أ. 2 ب. 3

ج. 1 د. 5

2- ما عدد الإلكترونات المتواجدة في المستوى الفرعي 4S لعنصر كيميائي يحتوي على 24 إلكترون؟

أ. 0 ب. 1

ج. 2 د. 3

3- أي ترتيب الكتروني يعد الأكثر استقرارا؟

أ. $4S^1\ 3d^5$ ب. $4S^2\ 3d^3$

ج. $4S^3\ 3d^3$ د. $4S^4\ 3d^2$

4- ما العنصر الذي يمتلك أكبر عدد من الالكترونات المنفردة؟

أ. A_{22} ب. B_{30}

ج. C_{24} د. D_{25}

5- أي عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني بـ : ($[Ar]\ 4S^2\ 3d^{10}\ 4p^3$) حسب تسلسل أوفباو للأفلاك الذرية؟

أ. Ge_{32} ب. As_{33}

ج. Se_{34} د. Br_{35}

بم تفسر:

1 - خطأ نظرية بور عن الذرة؟

.....

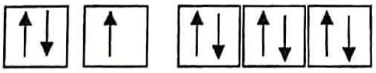
.....

2- طاقة المستوى السابع أكبر من طاقة المستوى الأول؟

.....

.....

3- يعتبر رسم مربعات الأفلاك التالي مخالفاً لمبدأ أوفباو؟



.....

.....

أكمل العبارات التالية بالكلمات المناسبة:

1 - يتكون المستوى الفرعي d من .....أفلاك متساوية في .....

2- يتكون المستوى الفرعي d من .....أفلاك متشابهة في .....

3 -أقصى عدد من الالكترونات يتحمله المستوى الفرعي P هو .....

4- عدد الأفلاك في المستوى الرئيسي n=3 هو.....

5- عدد الالكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي n=4 هو.....

6 - تقع سلسلة ليمان في نطاق الأشعة .....بينما أشعة باشن تقع في نطاق الأشعة .....

أمامك التوزيع الالكتروني لذرة العنصر (X) في الحالة المثارة، لاحظه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

$X: 1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^1\ 3P^1$

1- ما العدد الذري لذرة العنصر (X)؟

.....

2- كم عدد الإلكترونات المنفردة لذرة العنصر (X) في حالتها المثارة؟

.....

3- اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر (X) في حالتها المستقرة، بالترميز للغاز النبيل (الطريقة المختصرة):

.....

.....

انتهت الأسئلة

الفصل الثاني: الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

(2-1) تصنيف العناصر

العالم أنتوني لافوازيه ومساهمته في تصنيف العناصر:

قام بتجميع العناصر المختلفة المعروفة آنذاك في قائمة واحدة، وتحتوي هذه القائمة على 33 عنصراً موزعة على 4 فئات وهي الفلزات واللافلزات والغازات والعناصر الأرضية.

العالم جون نيولاندز ومساهمته في تصنيف العناصر:

- اقترح مخططاً تنظيميًّا للعناصر.
- لاحظ أن الخواص تتكرر عند ترتيبها تصاعديًّا وفق تسلسل الكتل الذرية لكل ثمانية عناصر ويسمى هذا النمط بالدورية (التدرج)، وسمى هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانيات كما في السلم الموسيقي.

بم تفسر: لاقى قانون الثمانيات معارضة؟

- لأنه لم يكن ينطبق على جميع العناصر المعروفة آنذاك.
- العلماء لم يتقبلوا كلمة الثمانيات فقد اعتبروا المقارنة الموسيقية تعبير غير علمي.

العالمان ماير ومندليف ومساهمتهما في تصنيف العناصر:

- برهنا على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتبا العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.

مميزات تصنيف مندليف:

- تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة وحدد خواصها.
- مندليف أكثر شهرة من ماير لأنه قام بنشر دراسته أولاً.

عيوب تصنيف مندليف:

- بعض العناصر لم توجد في مكانها الصحيح في الجدول.
- وضعت بعض العناصر في مجموعات لعناصر ذات خواص مختلفة عنها.

العالم موزلي ومساهمته في تصنيف العناصر:

- اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سماه العدد الذري.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق العدد الذري مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

تدرج الخواص:

تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية.

أهمية الجدول الدوري الحديث:

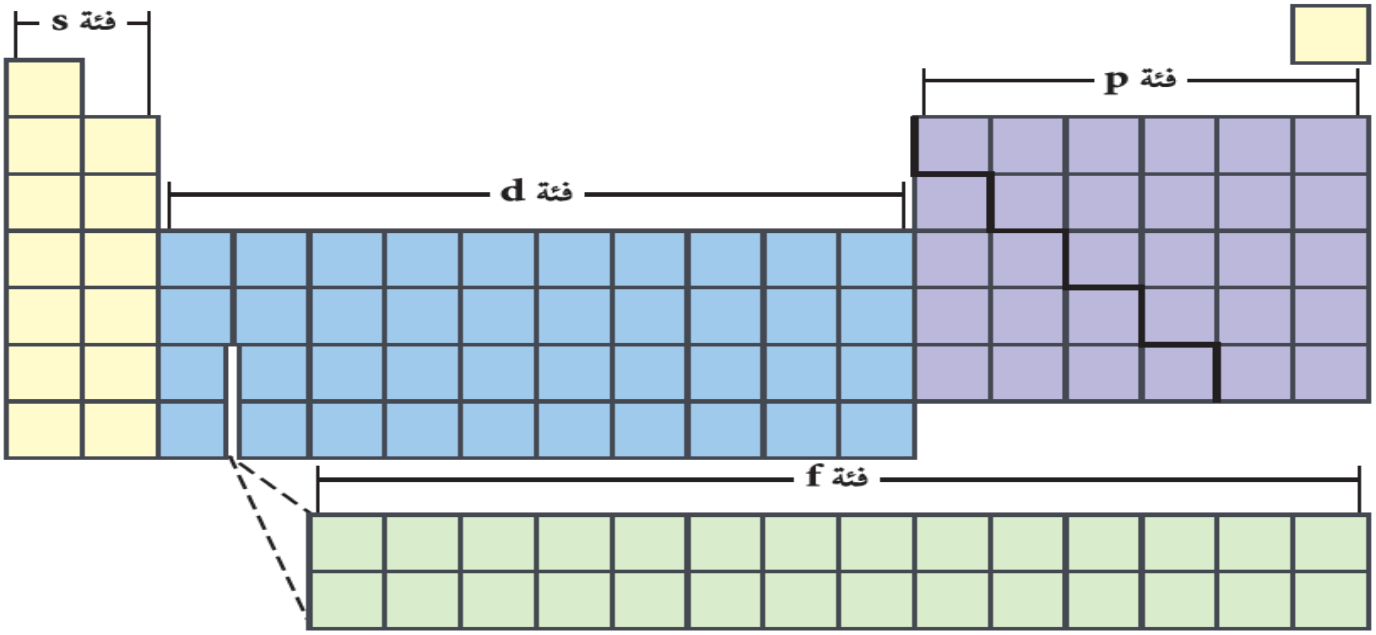
يعد مرجعًا مهمًّا لفهم خواص العناصر والتنبؤ بها وتنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

يحدد التوزيع الالكتروني الخواص الكيميائية للعنصر.

الكترونات التكافؤ:

هي عدد الالكترونات الموجودة في مستوي الطاقة الرئيسي الأخير.

فئات الجدول الدوري: تقسم العناصر في الجدول الي أربعة فئات هي (f - d - P - S)



عناصر الفئة S (فلزات):

1- تشمل عناصر المجموعة الأولي والثانية.

2- فلزات المجموعة الأولي تسمي الفلزات القلوية وتنتهي بـ S^1.

3- فلزات المجموعة الثانية تسمي الفلزات القلوية الأرضية وتنتهي بـ S^2.

بم تفسر:

عناصر الفئة S تتكون من مجموعتين؟

.....

.....

عناصر الفئة P (فلزات ولافلزات وأشباه فلزات وغازات نبيلة):

1- تشمل عناصر المجموعات من 13 إلى 18.

2- تحتوي المجموعة (17) على الهالوجينات وتنتهي بـ P^5.

3- تحتوي المجموعة (18) على الغازات النبيلة المدار الأخير لها مكتمل بالإلكترونات.

بم تفسر:

تمتد عناصر الفئة p على مدى ستة مجموعات

.....

.....

عناصر الفئة d (فلزات):

1- تشمل عناصر المجموعات من 3 إلى 12 (العناصر الانتقالية الرئيسية).

بم تفسر:

تمتد d على مدى عشرة مجموعات؟

.....

.....

عناصر الفئة f (فلزات):

1- توضع أسفل الجدول وتسمي (العناصر الانتقالية الداخلية).

2- تحتوي علي سلسلتين وهما:

أ. اللانثانيدات 4f وتقع في الدورة السادسة.

ب. الاكتينيدات 5f وتقع في الدورة السابعة.

3- تحتوي الفئة f علي 14 عمود لأن أفلاك f تتسع ل 14 الكترون.

تحديد رقم الدورة والمجموعة والفئة:

رقم الدورة: هو رقم اعلى مستوى فرعي.

رقم المجموعة: يساوي عدد الالكترونات في المستوي الأخير.

الفئة: هي رمز آخر مستوى فرعي.

ملاحظة هامة:

في حالة ما إذا انتهى التوزيع بالمستوى الفرعي p نجمع الكترونات S + P + 10 وإذا انتهى التوزيع بالمستوى d نجمع الكترونات S + d فقط.

أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري الليثيوم Li_3 واليود I_{53}:

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الالكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
Li_3	ترميز الكتروني		S		2
I_{53}	ترميز غاز نبيل		P		5

حدد رقم الدورة والمجموعة والفئة ونوع العنصر التي ينتمي اليها العنصر في كل مما يأتي:

$[kr]\ 5S^2\ 4d^1$

.....

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

.....

$[He]\ 2S^2 2P^6$

.....

$[Ne]\ 3S^2 3P^1$

.....

$[kr]\ 5S^2$

.....

بم تفسر:

1- لا توجد عناصر من الفئة P في الدورة الاولى؟

.....

.....

2- لا توجد عناصر من الفئة d في الدورة الثانية؟

.....

.....

3- عناصر المجموعة الثامنة عشرة لا تميل للتفاعل مع العناصر الأخرى؟

.....

.....

اكتب التوزيع الالكتروني لكل من العناصر الاتية:

1- عنصر في المجموعة 2 والدورة 4.

.....

.....

2- عنصر في المجموعة 12 والدورة 4.

.....

.....

3- عنصر في المجموعة 5 والدورة 4.

.....

.....

عنصر في المجموعة 17 والدورة 3.

.....

.....

اكمل الجداول الآتية:

العنصر	التوزيع الالكتروني	الدورة	المجموعة	الفئة
X	$3s^2$			
Y		4	14	
Z	$5s^2 4d^{10}$		12	

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الالكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
Ca_{20}	ترميز الكتروني				
F_9	ترميز غاز نبيل				

المطلوب	X_{16}	Y_7
التوزيع الالكتروني (ترميز الغاز النبيل)		
عدد إلكترونات التكافؤ		
عدد الالكترونات المنفردة		
رقم الدورة		
رقم المجموعة		
فئة العنصر		

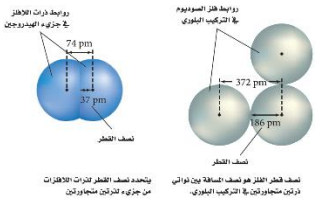
انتهى الدرس

(2-2) تدرج خواص العناصر

أولاً حجوم الذرات:

نصف قطر الفلز: هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متجاورتين.

نصف قطر اللافلز: هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متداخلتين متطابقتين.

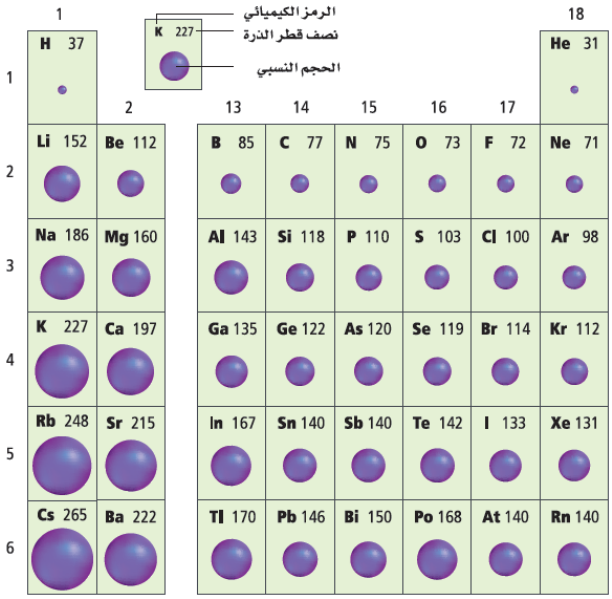


بم تفسر:

يختلف الحجم الذرى من مادة لأخري.

.....

.....



ملاحظة:

يقاس نصف قطر الذرة بوحدة البيكومتر (Pm)

1- حجوم الذرات خلال الدورات الافقية:

بزيادة العدد الذري خلال الدورات الافقية تزداد شحنة النواة الموجبة ويزداد جذب النواة لإلكترونات التكافؤ ولذلك يقل الحجم الذري.

بم تفسر:

يقل الحجم الذري في الدورات الافقية من اليسار الي اليمين؟

.....

.....

2- حجوم الذرات خلال المجموعات الرأسية:

بزيادة العدد الذري من أعلي الي أسفل في المجموعة يزداد عدد المدارات ويقل سيطرة وجذب النواة للإلكترونات ولذلك يزداد الحجم الذري.

بم تفسر:

يزداد الحجم الذري في المجموعات الرأسية من أعلي الي أسفل؟

.....

.....

س/ أي العناصر التالية الأكبر في نصف القطر Mg_{12} ، Si_{14} ، S_{16} ؟

.....

.....

.....

.....

س/ رتب العناصر الآتية تصاعديا حسب الحجم الذرى؟

Li_3 ، Be_4 ، F_9 ، C_6

.....

.....

.....

.....

س/ أيهم أكبر في نصف القطر؟

عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1 أم عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

.....

عنصر في الدورة 3 والمجموعة 14 أم عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15

.....

س/ لديك العناصر الافتراضية التالية المتتالية في عددها الذري ضمن الجدول الدوري، ادرس هذه العناصر ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

L A E_9 R X Z M

زيادة العدد الذري

1- ما رقم مجموعة العنصر L ؟

.....

2- أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر E بطريقة رسم مربعات الأفلاك.

.....

.....

3- أي من العناصر L ، A ، E أقل في نصف القطر؟

.....

ثانياً حجوم الأيونات:

الايون:

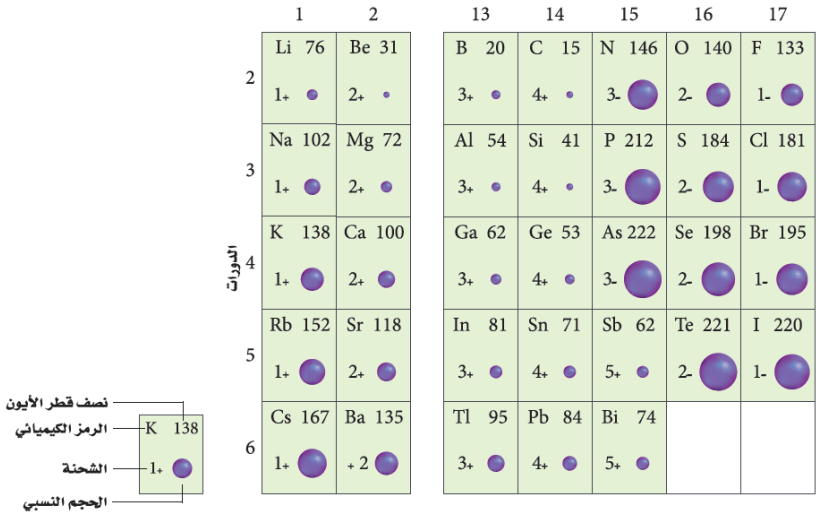
هو ذرة فقدت أو اكتسبت الكترون أو أكثر.

الأيون الموجب:

ذرة فقدت الكترون أو أكثر.

الأيون السالب:

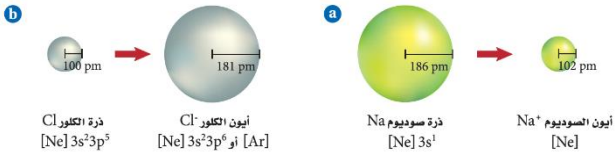
ذرة اكتسبت الكترون أو أكثر.



قاعدة:

1- كلما زادت الشحنة الموجبة كان الأيون أصغر حجما.

2- كلما زادت شحنة الأيون السالب كان الأيون أكبر حجما.



بم تفسر:

1- نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته؟

أو حجم أيون Na^+ أصغر من حجم ذرة Na_{11}؟

.....

.....

.....

2- حجم الأيون السالب أكبر من حجم ذرته؟

أو حجم أيون Cl^- أكبر من حجم ذرة Cl_{17}؟

.....

.....

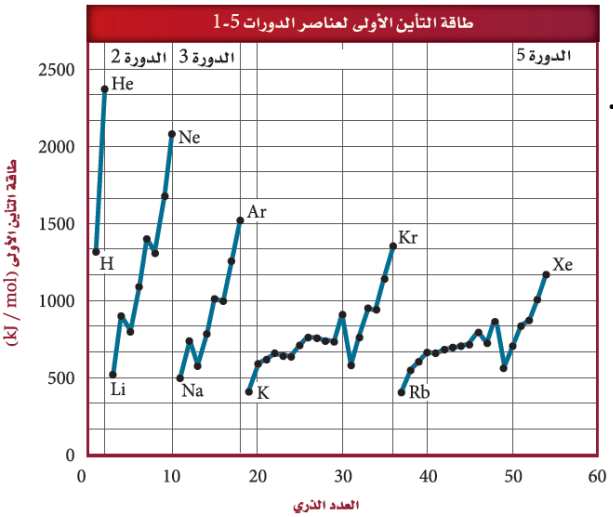
.....

س/ أي الايونات الاتية أكبر حجما؟

Na^{+1} Mg^{+2} Al^{+3}

.....

.....



ثالثاً طاقة التأين:

هي الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الذرة في الحالة الغازية.

طاقة التأين في الدورات الأفقية:

بزيادة العدد الذري في الدورات الأفقية من اليسار الي اليمين تزداد شحنة النواة الموجبة ويزداد الجذب وبالتالي تزداد الطاقة اللازمة للتأين.

طاقة التأين في المجموعات الرأسية:

بزيادة العدد الذري في المجموعات الرأسية من أعلي الي أسفل يزداد عدد المدارات ويقل جذب النواة للإلكترونات فتقل طاقة التأين.

بم تفسر:

تزداد طاقة التأين في الدورات الأفقية وتقل في المجموعات الرأسية؟

.....

.....

.....

ملاحظة:

تسمي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من الذرة بطاقة التأين الأولى والطاقة اللازمة لنزع إلكترون آخر من الذرة بطاقة التأين الثانية ودائماً طاقة التأين الثانية أكبر من طاقة التأين الأولى وهكذا.

بم تفسر:

1- طاقة التأين الثانية للصوديوم Na_{11} أكبر من طاقة التأين الأولى عشرة أضعاف؟

.....

.....

طاقة تأين الغازات الخاملة مرتفعة جدا؟

.....

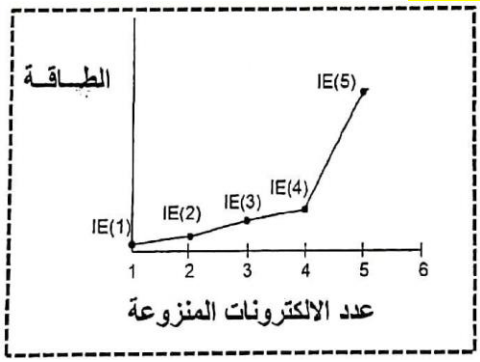
.....

3- طاقة تأين الماغنسيوم الثالثة كبيرة جدا؟

.....

.....

س/ الشكل التخطيطي المجاور يوضح طاقات التأين الخمس اللازمة لنزع إلكترونات أحد العناصر الكيميائية، إلى أي مجموعة من مجموعات الجدول الدوري ينتمي العنصر؟



أ. المجموعة 1 ب. المجموعة 13

ج. المجموعة 14 د. المجموعة 15

ملاحظة:

طاقة التأين في الدورات الافقية ليست منتظمة لكن تزداد طاقة التأين في حالة العناصر التي يكون المستوي الفرعي P نصف ممتلئ مثل N_7 أعلي طاقة تأين من O_8 والمستوي S الممتلئ مثال Be_4 أعلي طاقة تأين من B_5.

قاعدة الثمانية:

ميل ذرات العناصر لجعل المستوي الأخير لها به 8 إلكترونات.

فائدة قاعدة الثمانية:

معرفة نوع الأيون موجب أم سالب.

س/ يوضح الشكل المقابل جزء من الجدول الدوري، أجب عن الأسئلة التي تليه:

			He
A	D	E	Ne
B			
C			

1- العنصر الذي له أعلى كهر وسالبية:.....

2- العنصر الذي له أصغر حجم: .....

3- العنصر الذي له أعلى طاقة تأين: .....

رابعا الكهروسالبية:-

الكهروسالبية: هي قدرة ذرة العنصر على جذب إلكترونات الرابطة المشتركة لنفسها.

ملاحظات:

- تتحدد قيمة الكهروسالبية للعناصر على مقياس باولنج.
- تزداد الكهروسالبية للعناصر خلال الدورات الأفقية من اليسار الي اليمين وذلك لزيادة شحنة النواة وزيادة الجذب للإلكترونات فتزداد الكهروسالبية.
- تقل الكهروسالبية للعناصر في المجموعات الرأسية من أعلي الي أسفل وذلك لزيادة عدد المدارات وضعف جذب النواة للإلكترونات فتقل الجاذبية.
- أعلي العناصر في الكهروسالبية هو الفلور، وأقل العناصر في الكهروسالبية هو الفرانسيوم.

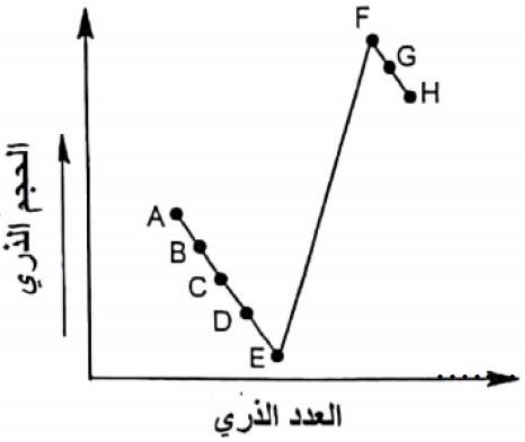
بم تفسر : عناصر المجموعة 18 ليست لها كهرو سالبية؟

.....

.....

معلومات خاصة بالشكل المقابل:

- العنصر A من الدورة الثالثة.
- العنصر E غاز نبيل.
- العناصر من A إلى H متتابعة في الجدول الدوري.



أجب عن الأسئلة التالية:

1- ما فئة العنصر E؟

.....

2- اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر A بطريقة الترميز الإلكتروني؟

.....

3- ما عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر F؟ ولماذا؟

.....

.....

4- أي من العناصر السابقة عنصر انتقالي؟

.....

5- أي من العنصرين B أو D له أعلى كهر وسالبية؟

.....

انتهى الدرس

أسئلة على الفصل الثاني

																R
	M													Q		
Z	Y											D	A	G		
					X		T			F			K			
					E											

1- من الشكل السابق أجب عن الأسئلة التالية:

رتب العناصر الاتية تصاعديا حسب زيادة حجمها (M^{+1} - Y - M)

.....

.....

2- حدد رمز العنصر الذي ينطبق عليه الوصف المذكور:

الوصف	رمز العنصر	الوصف	رمز العنصر
عنصر يقع في المجموعة 14 والدورة 3		عنصر توزيعه الإلكتروني: $(Ne_{10})\ 3s^2\ 3p^3$	
غاز نبيل		عنصر ينتمي للفئة S	
عنصر مثالي عدد إلكترونات تكافؤه 4		يتشابه في خواصه الكيميائية مع العنصر A	
عنصر مداره الفرعي p نصف ممتلئ		عنصر انتقالي له 6 إلكترونات مفرده	
العنصر الأعلى كهرو سالبية		عنصر انتقالي	

3- استخرج:

- عنصر فلز قلوي

.....

- عنصر فلز قلوي أرضي

.....

- هالوجين

.....

- غاز خامل

.....

- عنصر انتقالي رئيسي

.....

أكمل الجدول التالي:

العنصر	التوزيع الإلكتروني	رقم الدورة	رقم المجموعة	الفئة	عدد إلكترونات التكافؤ
Ca_{20}					
	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$				
S_{16}					
	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$				

																E
											X					
A										*B*			*C*			
Y								*D*								

- رتب العناصر A,Y,B حسب تزايد طاقة تأينها الأولي. (أعلى طاقة تأين ⟵ أقل طاقة تأين)

.....

- رتب العناصر A,Y,B حسب تزايد نصف قطرها. (أكبر نصف قطر ⟵ أصغر نصف قطر)

.....

- أي من العنصرين A,Y له أعلى طاقة تأين ثانٍ؟

.....

اختر الإجابة الصحيحة:

- ما العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري؟ علمًا بأن طاقة التأين الأولى بوحدة KJ/mol مبينة أمام كل عنصر

أ. A, (376) ب. B, (496)

ج. C, (558) د. D, (906)

ما المقصود بكل من:

- نصف القطر

.....

- الكهروسالبية

.....

- طاقة التأين

.....

أذكر استخداماً واحداً لكل من:

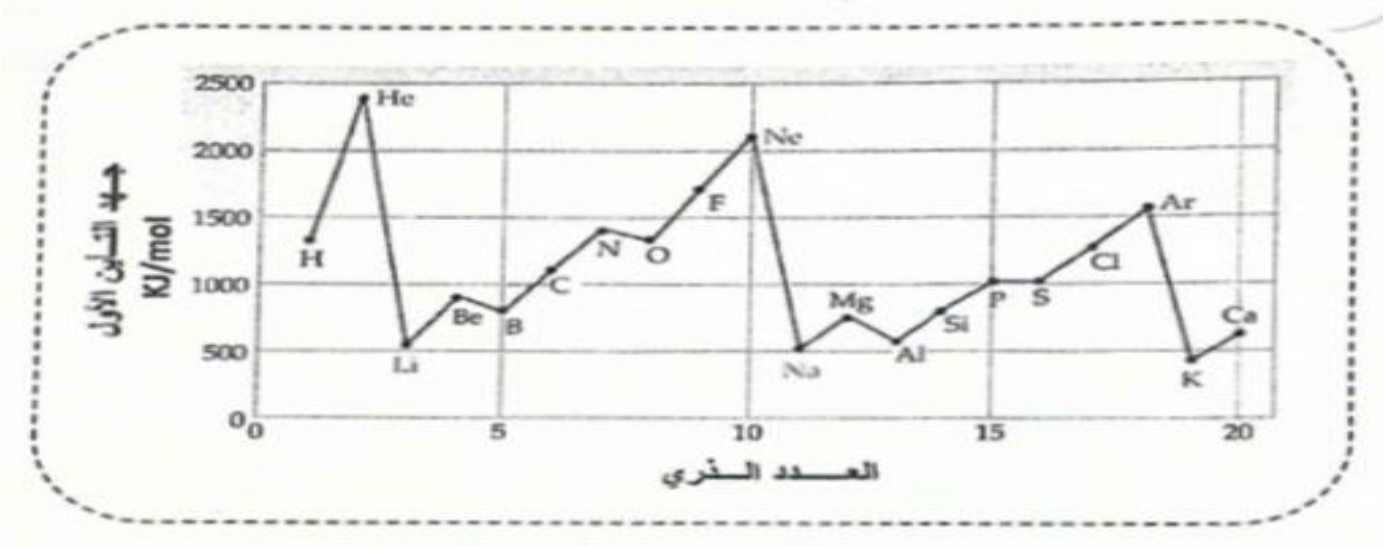
- السليكون: .....
- الكالسيوم: .....
- الفلور: .....
- النيون: .....
- الماغنسيوم: .....

عنصر A ينتهي توزيعه الإلكتروني $3P^2$ ، أوجد:

- العدد الذري للعنصر: .....
- التوزيع الإلكتروني للعنصر (طريقة مربعات الأفلاك):

.....

- رقم الدورة: ..... رقم المجموعة: .....
- فئة العنصر: ..... عدد الإلكترونات المنفردة: .....
- عدد إلكترونات التكافؤ: .....
- رمز لويس للعنصر:



السؤال	الإجابة
ما التوزيع الإلكتروني لعنصر السيليكون (Si) بطريقة رسم مربعات الأفلاك؟	
ما التمثيل النقطي لعنصر النيتروجين (N) وعدد تأكسده ونوعه؟	التمثيل النقطي: عدد التأكسد: النوع:
أين يقع عنصر البورون (B) في الجدول الدوري؟ (حدد الدورة والمجموعة)	الدورة: المجموعة:
كم عدد البروتونات الموجودة في أيون مفرد من Ca^{2+}؟	
أي طاقات التأين الأولى أو الثانية أو الثالثة أعلى لعنصر المغنيسيوم (Mg)؟ ولماذا؟	طاقة التأين الأعلى: السبب:
يتضح من الرسم أعلاه تدرج طاقة التأين الأولى للغازات (He,Ne,Ar)، فكيف يتدرج الحجم الذري لهم؟ مع التفسير؟	الحجم الذري (يقل، يزيد، يظل ثابتًا) ابتداءً من He إلى Ar: السبب:

تأمل الجدول التالي ثم أجب عن الأسئلة:

																He
Li												*C*	*N*			*Ne*
Na	*Mg*										*Al*				*Cl*	
		Sc	*Ti*		*Cr*		*Fe*								*Br*	
Rb																

- ضع العناصر التالية في أماكنها في الجدول الدوري:

Kr -1 Y_{14} -2 3- عنصر X ينتهي توزيعه بـ $4S^1$

- اكتب رمز العنصر:

العنصر	الوصف
	مداره الفرعي P ممتلئ
	له نفس التوزيع الإلكتروني لأيون C^{4+}
	له أقل كهروسالبية
	أعلى طاقة تأين من بين العناصر التالية (Na, Mg, Al)
	يقع في الدورة 4 والمجموعة 3
	التمثيل النقطي لعنصر البروم

- اكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح لعنصر في المجموعة 11 والدورة 4 (بطريقة ترميز الغاز النبيل) بدون الرجوع للجدول:

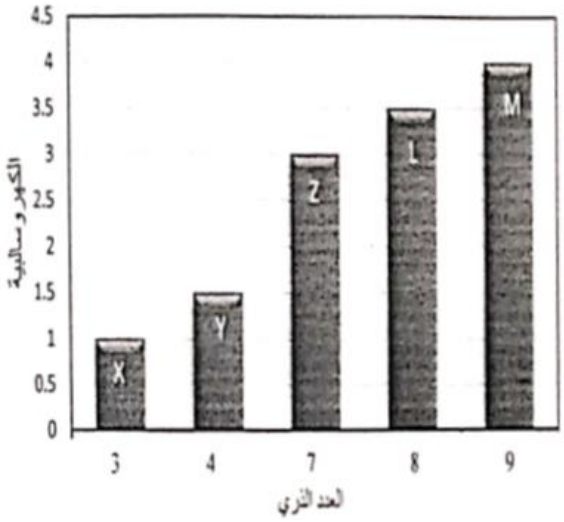
.....

- أيهما أكبر (Na^+ , Cl^-) من حيث نصف قطر الأيون؟ ولماذا؟

.....

.....

لديك خمسة عناصر X,Y,Z,L,M بعضها فلز والآخر لا فلز، ويوضح الرسم البياني الآتي العلاقة بين الأعداد الذرية والكهروسالبية لهذه العناصر. ادرس الرسم ثم أجب عما يلي:



اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر L بطريقة الترميز الإلكتروني:

.....

اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر Z بطريقة مربعات الأفلاك:

.....

ما الذرة الأكبر حجمًا بين ذرات العناصر X,Y,Z,L,M؟

.....

أي من العنصرين X,Y له أعلى طاقة تأين ثانية؟

.....

ما عدد تأكسد أيون العنصرX ؟

.....

ثلاث عناصر كيميائية افتراضية X,Y,Z، تأمل المعلومات ثم أجب عن الأسئلة:

- **العنصر X:** يحتوي على ثلاث مستويات رئيسية بحيث تتساوى عدد إلكتروناته في المستوى الثالث مع عدد إلكتروناته في المستوى الأول.
- **العنصر Y:** ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي $3d^6$.
- **العنصر Z:** توزيع إلكتروناته في المدار الأخير كالآتي: $3P_x^2, 3P_y^2, 3P_z^1$.

السؤال	الإجابة		
اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر X بطريقة الترميز الإلكتروني.			
ما التمثيل النقطي للعنصر X وما فئته ومجموعته؟	التمثيل النقطي:	الفئة:	المجموعة:
ما العدد الذري لكل من العنصر Y,Z؟	Y:	Z:	
أي العناصر (X,Y,Z) له أعلى كهروسالبية؟			
وضح بالرسم شكل الفلك $3P_z$:			
أيهما أصغر حجمًا العنصر (X أم Z)؟ ولماذا؟	العنصر الأصغر حجمًا:		
	السبب:		

انتهت الأسئلة

الفصل الثالث: المركبات الأيونية والفلزات

(3-1) الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

تكوين الأيونات الموجبة: -

الأيون الموجب (الكاتيون):

- هو ذرة أو مجموعة ذرية تحمل شحنة موجبة.
- يتكون عند فقد الذرة إلكترون أو أكثر من إلكترونات التكافؤ لكي تصل للتركيب الإلكتروني المشابه لأقرب غاز خامل (نبيل) الأكثر استقرارا أي يصبح مستوي الطاقة الأخير مكتمل بالإلكترونات (بـ 8 الكترونات التركيب الثماني).

أمثلة: - الفلزات $\xrightarrow{\text{تفقد إلكترونات}}$ أيونات موجبة

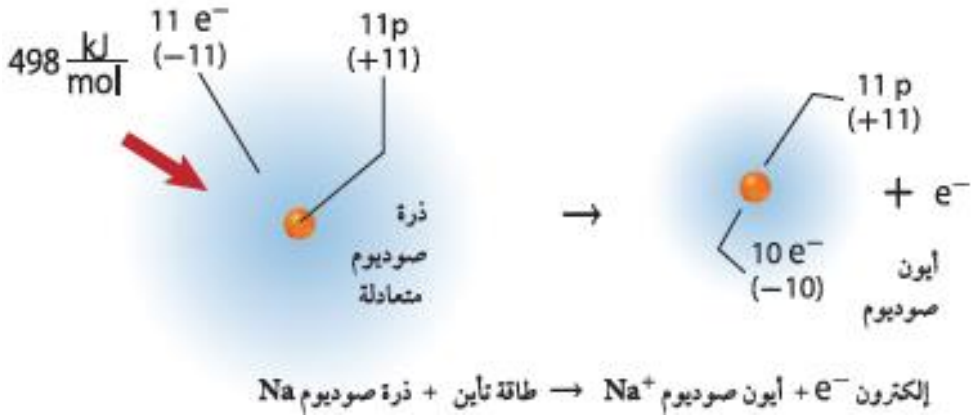
1- Na_{11} : $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ \underline{3S^1}$

2- Na^+ : $1S^2\ \underline{2S^2\ 2P^6}$

3- Ne_{10} : $1S^2\ \underline{2S^2\ 2P^6}$

ملاحظات هامة:

- عدد البروتونات في النواة يبقى ثابت أثناء عملية تكوين الأيون.
- على الرغم من أن التوزيع الإلكتروني للصوديوم بعد فقد إلكترون أصبح يشبه النيون Ne_{10} إلا أن الصوديوم لم يتحول للنيون، بل تحول لأيون الصوديوم الموجب Na^+ لأن عدد البروتونات مازال ثابت في النواة (11) وهو الذي يحدد الذرة.



إلكترون e^- + أيون صوديوم Na^+ ⟵ طاقة تأين + ذرة صوديوم Na

ملاحظة: -
عدد البروتونات ثابت

بم تفسر: فلزات المجموعة الأولى والثانية من أكثر الفلزات نشاطا في الجدول الدوري؟

.....

.....

مثال: كون الأيونات الموجبة التالية: -

Mg_{12}.....

.....

Al_{13}.....

.....

K_{19}.....

.....

اختر الإجابة الصحيحة:

1- ما هو مجموع الإلكترونات في جميع أفلاك S في أيون $^{45}_{21}Sc^{3+}$ ؟

أ. 8 ب. 6 ج. 3 د. 18

2- ما هو مجموع عدد البروتونات والإلكترونات في أيون $^{23}_{11}Na^{+}$ ؟

أ. 11 ب. 21 ج. 10 د. 22

أيونات الفلزات الانتقالية: **(تفقد الكترونات من الفلك S ثم من الفلك d)**

- هذه الفلزات الانتقالية تكون أيونات موجبة ثنائية +2 أو ثلاثية +3 مثل الحديد Fe^{3+} و Fe^{2+} لأن مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 ثم تتابع امتلاء المستوى الفرعي d بالإلكترونات.
- غالبا ما تفقد إلكترونين من الكترونات التكافؤ ns^2 (لذلك تكون ايونات موجبة ثنائية +2) ثم تفقد الكترونات من الفلك d (لذلك تكون ايونات موجبة +3 أو أكثر حسب الالكترونات المفقودة).

التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل:

هناك توزيعات أخري للذرة تزودها ببعض الاستقرار غير التوزيع الثماني ويحدث عند:

- فقدان إلكترونَي تكافؤ المستوي الفرعي $4S^2$ عندئذ يتكون توزيع الكتروني من أفلاك S , P , d مملوءة بالإلكترونات تشبه توزيع الغاز الخامل (غير التوزيع الثماني).

مثال : (Zn_{30})

.....

.....

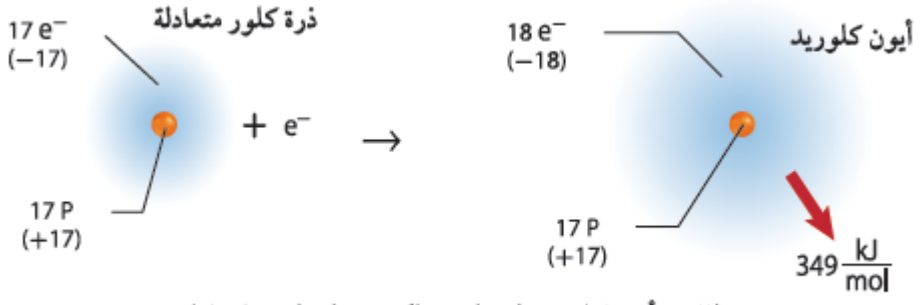
.....

.....

تكوين الأيونات السالبة:-

الأيون السالب (الأنيون): هو ذرة أو مجموعة ذرية تحمل شحنة سالبة.

- يتكون عند اكتساب الذرة اللافلز إلكترون أو أكثر لكي تصل للتركيب الإلكتروني المشابهة لأقرب غاز خامل (نبيل) الأكثر استقرارا أي يصبح مستوي الطاقة الأخير مكتمل بالإلكترونات (بـ 8 الكترونات التركيب الثماني).



طاقة + أيون كلوريد (Cl^-) ← إلكترون (e^-) + ذرة كلور

مثال:

Cl_{17}: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $\underline{3S^2\ 3P^5}$

Cl^- : $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $\underline{3S^2\ 3P^6}$

اللافلزات ⟵(تكتسب إلكترونات)⟵ **أيونات سالبة**

Ar_{18}: $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $\underline{2S^2\ 2P^6}$

ملاحظة:

عند تسمية الأيونات السالبة يضاف مقطع يد إلي نهاية اسم العنصر مثل الكلور Cl + يد = كلوريد

بم تفسر: ميل الذرات الى الترابط الكيميائي مع بعضها البعض؟

.....

.....

رقم المجموعة	التوزيع الإلكتروني	شحنة الأيون المتكون	عدد الإلكترونات المكتسبة
15	[غاز نبيل] $ns^2\ np^3$	3 .	3
16	[غاز نبيل] $ns^2\ np^4$	2 .	2
17	[غاز نبيل] $nS^2\ np^5$	1 .	1

مثال: كون الايونات السالبة التالية: -

O_8.....

.....

N_7.....

.....

F_9.....

.....

أولًا: الجدول التالي يبين عدد من الجسيمات، ادرسه جيدًا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

الجسيم	A	B	C	D	E	F	G
عدد البروتونات	3	6	7	8	11	12	17
عدد الإلكترونات	2	6	10	10	10	10	18

1- أي الجسيمات يمثل ذرات متعادلة؟

.....

2- أي الجسيمات يمثل أيونًا ثلاثيًّا سالبًا؟

.....

3- أي من الجسيمين A أم E له أعلى طاقة تأين؟

.....

4- عيّن جسيم يرتبط بنسبة 1:1 في مركب محلوله موصل للتيار الكهربي؟

.....

الروابط الكيميائية:

الرابطة الكيميائية: هي قوة الجذب التي تربط الذرات أو الأيونات مع بعضها في المركبات الكيميائية.

أنواع الروابط: (الربطة الأيونية - الرابطة الفلزية - الرابطة التساهمية)

أولا: الربطة الأيونية: -

هي قوة جذب كهر وستاتيكي بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

تكوين الرابطة الايونية: (تنشأ بين فلز ولافلز).

التكافؤ الأيوني: هو عدد الالكترونات التي تفقدها أو تكتسبها العناصر لكي تصل إلى التوزيع الإلكتروني للغاز الخامل وهو نفسه عدد التأكسد.
المركب الأيوني: مركب يتكون من ايونات موجبة وايونات سالبة بينها تجاذب كهرو ستاتيكي(كهربي).

ملاحظة:
عدد الإلكترونات المفقودة من الفلز = عدد الإلكترونات المكتسبة من اللافلز

طرق تمثيل تكوين الرابطة الأيونية:
- المعادلة الكيميائية
- التوزيع الإلكتروني
- رسم المربعات
- رموز لويس (التمثيل النقطي)
- النماذج الذرية

مثال: تكوين الرابطة الأيونية بين ذرة صوديوم $_{11}Na$ وذرة كلور $_{17}Cl$.

1- المعادلة الكيميائية:

.....

.....

2- التوزيع الإلكتروني:

.....

.....

.....

.....

.....

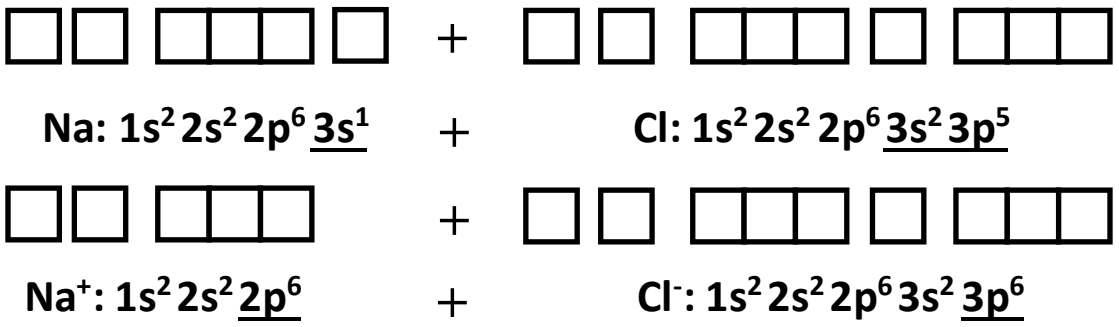
3- رموز لويس (التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ):

.....

.....

.....

4- رسم المربعات: $[Na_{11} - Cl_{17} - Ar_{18} - Ne_{10}]$



5- النماذج الذرية :

.....

.....

.....

س/ وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر التالية باستعمال (التمثيل النقطي والتوزيع الإلكتروني)؟

1- الصوديوم Na_{11} والنيتروجين N_7

التوزيع الإلكتروني.....

.....

.....

.....

التمثيل النقطي:.....

.....

.....

.....

2- الليثيوم Li_3 والأكسجين O_8

التوزيع الإلكتروني.....

.....

.....

.....

التمثيل النقطي:.....

.....

.....

3- الكالسيوم Ca_{20} والفلور F_9

التوزيـع الإلكتروني .....

.....

.....

.....

التمثيل النقطي :.....

.....

.....

.....

4- الألومنيوم Al_{13} والأكسجين O_8

التوزيـع الإلكتروني.....

.....

.....

.....

التمثيل النقطي:.....

.....

.....

.....

.....

.....

5- الماغنسيوم Mg_{12} والأكسجين O_8

التوزيـع الإلكتروني.....

.....

.....

.....

التمثيل النقطي.....

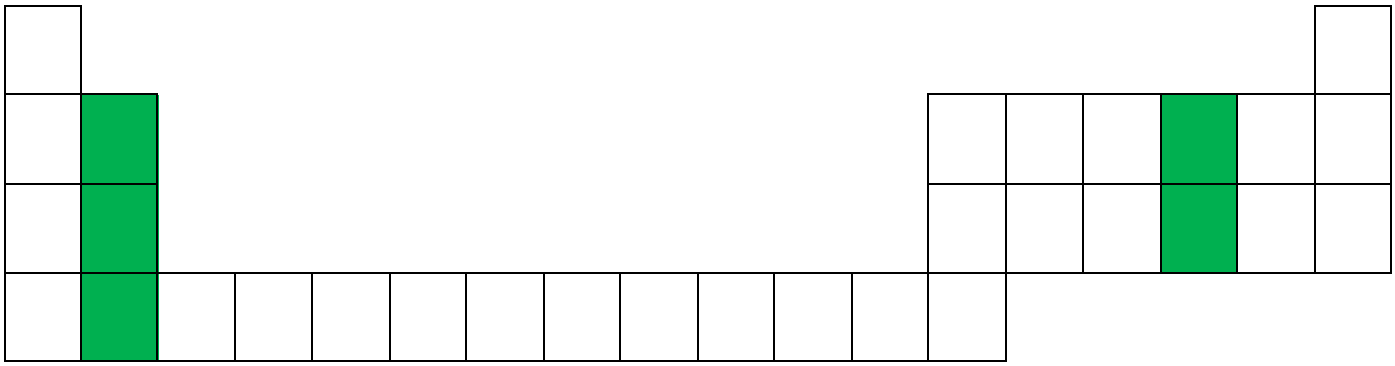
.....

.....

.....

.....

وضح كيف تتكون الرابطة بين عنصرين من المجموعات المظللة في الجدول الدوري الموضح مستعينًا بالخطوات التالية:



1- التمثيل النقطي (رموز لويس) للعنصر الأول.
2- التمثيل النقطي (رموز لويس) للعنصر الثاني.
3- تكون الرابطة موضحًا شحنة الأيونات.

.....
.....
.....
.....
.....
.....

اختر الإجابة الصحيحة:

1- ما التوزيع الإلكتروني العام لمدار التكافؤ لأيون الفوسفور الأكثر استقرارًا، إذا كان العدد الذري للفوسفور=15؟

أ. $3s^2\ 3p^2$ ب. $3s^2\ 3p^3$ ج. $3s^2\ 3p^5$ د. $3s^2\ 3p^6$

2- أي الأيونات التالية لها نفس التوزيع الإلكتروني لغاز النيون Ne_{10}؟

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

وضح طريقة ارتباط -الألومنيوم Al_{13} والكبريت S_{16} بطريقة التمثيل النقطي

.....
.....
.....
.....
.....

خواص المركبات الأيونية: (المركبات التي تحتوي على روابط أيونية)

- تترتب الأيونات الموجبة والسالبة في المركبات الأيونية على صورة وحدات منتظمة متكررة تعرف بالبلورات.
- تختلف البلورات الأيونية في شكلها بسبب حجم وعدد الأيونات المرتبطة.

البلورة: عبارة عن ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسيمات.

مثال: بلورة كلوريد الصوديوم مكعبة الشكل نسبة أيونات الصوديوم و الكلوريد فيها (1:1).

بم تفسر: تمتاز الكثير من البلورات ومنها الأحجار الكريمة بألوان زاهية؟

ج/ .....

تكوين البلورة: تتكون نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

طاقة البلورة: الطاقة اللازمة لفصل ايونات 1 مول من المركب الأيوني.

ملاحظة: تعتمد طاقة البلورة على عدد الأيونات (علاقة طردية) وحجم الأيونات (علاقة عكسية)

الجدول 7-3 الطاقة البلورية لبعض المركبات الأيونية			
المركب	طاقة البلورة kJ/mol	المركب	طاقة البلورة kJ/mol
KI	632	KF	808
KBr	671	AgCl	910
RbF	774	NaF	910
NaI	682	LiF	1030
NaBr	732	$SrCl_2$	2142
NaCl	769	MgO	3795

2. أي الأملاح الآتية تحتاج إلى أكبر مقدار من الطاقة لكسر رابطته الأيونية ؟

أ. $BaCl_2$ ب. Mg_3N_2 ج. NaBr د. LiF

ما الشحنة الموجودة على المركبات الأيونية؟

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

الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية:

الخاصية	المركب الأيوني
درجة الانصهار والغليان	مرتفعة جدا بسبب قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة
التوصيل الكهربائي	في الحالة الصلبة: لا توصل الكهرباء لأن الأيونات تكون مقيدة في أماكنها. في حالة المصهور أو المحلول: توصل الكهرباء جيدا بسبب حرية حركة الأيونات. الإلكتروليت: المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربي.
الصلابة والهشاشة	صلبة، ولكنها هشة يمكن أن تتكسر بسهولة عند تعرضها للطرق لأن القوة الخارجية تحرك الأيونات المتشابهة بعضها مقابل بعض مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة بلورة أيونية منتظمة للبلورة نمط منتظم للأيونات قبل تأثير القوة الخارجية فيها. تؤدي القوة الخارجية إلى إعادة ترتيب الجسيمات إذا كانت القوة المؤثرة كبيرة بقدر كافٍ فإنها تحرك الأيونات من أماكنها. تؤدي قوة التنافر إلى كسر البلورة تؤدي قوة التنافر بين الأيونات ذات الشحنات المتشابهة إلى كسر البلورة.

الطاقة والروابط الأيونية:

- يكون التفاعل ماصاً للحرارة: إذا امتص الطاقة أثناء حدوث التفاعل الكيميائي.
- يكون التفاعل طارداً للحرارة: إذا انطلقت الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي.

تكوين المركبات الأيونية:

يتم عن طريق تفاعل طارد للحرارة وتكون طاقة الأيونات الموجبة والسالبة بعد الجذب أقل من طاقتها منفردة فتكون أكثر استقراراً.

بم تفسر:

1- درجة الغليان و الانصهار للمركبات الأيونية عالية (مرتفعة)؟

.....

.....

.....

2 - تمتاز البلورات الأيونية بالقوة والصلابة والهشاشة؟

.....

.....

.....

3-المواد الأيونية الصلبة لا تستطيع توصيل التيار الكهربي؟

.....

.....

.....

4- محلول ومصهور المركبات الأيونية يوصل التيار الكهربي؟

.....

.....

.....

5- تتطلب تفتيت البلورة إلى قوة أكبر من قوة تماسكها كي تتفتت البلورة؟

.....

.....

.....

أختر الإجابة الصحيحة:

تتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم NaCl الأتية بقوة الرابطة الأيونية ما عدا

1-صلابة البلورة **2-ارتفاع درجة الغليان**

3-ارتفاع درجة الانصهار **4-انخفاض القابلية للذوبان**

انتهى الدرس

(3-2) الروابط الفلزية وخواص الفلزات

سحابة الإلكترونات:

تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلز مكونة ما يسمى بسحابة من الالكترونات فيتكون عدد كبير من الالكترونات دون التقيد بالارتباط بذرة معينة وإنما تكون للإلكترونات حرية الحركة فتسمى الالكترونات الحرة.

ملاحظة: الإلكترونات الحرة السالبة في الشبكة الفلزية تسمى بالسحابة الإلكترونية.

الرابطة الفلزية:

هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.

خواص الفلزات:-

أولاً: درجتا الغليان و الانصهار:

متفاوتة فمثلا الزئبق سائل في درجة حرارة الغرفة فيستخدم في قياس درجات الحرارة و الضغط الجوي.
والتنجستين درجة انصهاره مرتفعة جداً (3422) فيستخدم في صنع فتيلة المصباح الكهربي و بعض أجزاء سفن الفضاء.
درجة الغليان تكون أكبر من درجة الانصهار لأنه في الغليان يجب فصل الإلكترونات الحرة عن الأيونات الموجبة فيتطلب ذلك طاقة كبيرة.

ثانياً:- قابلية الطرق والسحب:

يتم الطرق و السحب بواسطة دفع الذرات أو سحبها فتتحول إلى صفائح عند الطرق و إلى أسلاك عند السحب.

ثالثاً : توصيل الحرارة والكهرباء:

توصل الفلزات التيار الكهربي بصورة كبيرة لوجود عدد كبير من الإلكترونات الحرة التي تنقل الحرارة من مكان لآخر بسرعة كما أنها سهلة التحرك عند مرور التيار الكهربي فيها.

بم تفسر: الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء والحرارة؟

.....

.....

.....

رابعاً: البريق واللمعان:

تتفاعل الإلكترونات الحرة مع الضوء فتمتصه وتطلق الفوتونات التي ينتج عنها البريق واللمعان.

خامساً : الصلابة والقوة:

تعتمد الصلابة على عدد الإلكترونات في المستويين S, d حيث كلما زاد عدد هذه الإلكترونات زادت صلابة الفلز مثل الكروم و الحديد و النيكل، و كلما قلت يكون الفلز ليناً مثل عناصر المجموعة الأولى التي تحتوي على إلكترون واحد.

ملاحظة: تزيد قوة الربطة الفلزية صلابة الفلز كلما زاد عدد الإلكترونات التكافؤ في المدار الخارجي.

مثال : الصوديوم فلز لين (لأنه يحتوي على إلكترون واحد في المدار الخارجي) $_{11}Na: \{Ne_{10}\}\ 3S^1$

الألومنيوم فلز صلب (لأنه يحتوي على ثلاث إلكترونات في المدار الخارجي)

$_{13}Al: \{Ne_{10}\}\ 3S^2\ 3P^1$

بم تفسر: الصوديوم فلز لين بينما الألومنيوم فلز صلب.

.....

.....

السبائك الفلزية: هي خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية.

ملاحظات:

- يتم إدخال عناصر مختلفة إلى الشبكة الفلزية بهدف إدخال بعض الخواص الفريدة إلى الفلز الأصلي.
- تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها.

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

* لاحظ أنّ كلّ سبيكة تحتوي على نسب محددة من العناصر. فإذا اختلفت هذه النسب تتغيّر خواصّ السبيكة تماما. النسب المئوية في الجدول ليست للحفظ.

انتهى الدرس

الفصل الرابع: الروابط التساهمية
(4-1) الرابطة التساهمية

الرابطة التساهمية: هي رابطة تنشأ عن طريق مشاركة الكترونات التكافؤ وهي غالبا تتم بين عناصر لافلزية.

اللافلز: هو الذى ينتهى المستوى الأخير ب 5-6-7 الكترون.

مثال على الرابطة التساهمية:

تكوين جزيء الفلور F_2 (اتحاد ذرتين من الفلور F). [F_9]

.....

.....

.....

.....

ملاحظة :

كل ذرة فلور شاركت بإلكترون واحد حتى تصل الى حالة الاستقرار ولذلك فالفلور أحادي التكافؤ لأنه شارك بإلكترون واحد.

أمثلة على الجزيئات الثنائية:

.....

.....

.....

عندما تقترب ذرتان من بعضهما البعض يحدث الاتى:

- قوى تجاذب بين

.....و.....

- قوى تنافر بين

.....و.....

س: متى تتكون الرابطة التساهمية؟

ج/ عند مسافة معينة تكون قوى التجاذب أكبر من قوى التنافر.

أنواع الروابط التساهمية:-

1- رابطة تساهمية أحادية: تشارك فيها كل ذرة بالكترون واحد ويرمز لها بالرمز (—)

أمثلة:

1- الرابطة في جزيء الهيدروجين H_2 (اتحاد ذرتين من الهيدروجين H_1) $[H_2]$

.....

.....

.....

.....

2- الرابطة بين H_1 - O_8 (H_2O)

.....

.....

.....

.....

3- الرابطة بين H_1 - N_7 (NH_3)

.....

.....

.....

.....

4- الرابطة بين H_1 - C_6 (CH_4)

.....

.....

.....

.....

ملاحظة:-

الرابطة التساهمية تنشأ بين:

- ذرتين من نفس النوع. - ذرة مع الهيدروجين. - لافلز مع لافلز.

2- الرابطة التساهمية الثنائية: كل ذرة تشارك بإلكترونين ويرمز لها بالرمز (═)

مثال:

الرابطة في جزيء الاكسجين O_2 $[O_8]$

.....

.....

.....

.....

3- الرابطة التساهمية الثلاثية: تشارك فيها كل ذرة بثلاث إلكترونات ويرمز لها بالرمز (≡)

مثال:

الرابطة في جزيء النيتروجين N_2 $[N_7]$

.....

.....

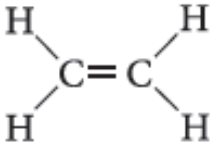
.....

.....

نوع الرابطة	عدد الالكترونات المرتبطة	مثال
التساهمية الأحادية		
التساهمية الثنائية		
التساهمية الثلاثية		

مخطط يوضح الرابطة سيجما والرابطة باي:

مثال: في المركب الاتي وضح عدد روابط سيجما وباي.



عدد روابط سيجما: .....

عدد روابط باي: .....

مقارنة بين سيجما وباي:

وجه المقارنة	الرابطة سيجما	الرابطة باي
النوع		
الرمز		
الأفلاك المتداخلة	S + S S + P P + P	الأفلاك متوازية P + P
موضع الالكترونات المشاركة	في المنتصف	أعلي وأسفل الرابطة التساهمية

مقارنة بين الرابطة الأيونية والتساهمية:

الرابطة الأيونية	الرابطة التساهمية
1- تتم بين فلز ولافلز. 2- لا يمكن أن تنشأ بين ذرتين متشابهتين. 3- تنشأ بسبب التجاذب الكهربي بين الأيونات الموجبة والسالبة.	1- ..... 2- ..... 3- .....

مقارنة بين نصف القطر وطول الرابطة:

نصف القطر	طول الرابطة
نصف المسافة بين ذرتين متداخلتين. الرسم:	المسافة بين نواتين لذرتين متداخلتين. الرسم: ....

مقارنة بين الروابط الأحادية والثنائية والثلاثية:

مقارنة	الرابطة الأحادية	الثنائية	الثلاثية
مثال			
الرسم			
الطول / القوة			
عدد الالكترونات المشاركة			

العوامل التي تتوقف عليها قوة الرابطة التساهمية:

- عدد الالكترونات المشتركة.
- حجم الذرات.

مثال:

رتب العناصر التالية من حيث قوة الرابطة في كل من N_2 - F_2 - O_2 $[N_7 – F_9 – O_8]$

ترتيب من الأقوى إلى الأضعف:

.....

ترتيب من الأطول إلى الأقصر:

.....

طاقة تفكك الرابطة: هي الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة واحدة.

الطاقة الكيميائية الكامنة: هي مجموع طاقات تفكك الروابط في الجزيء.

مثال: النيتروجين N_2

بماذا نسمي الطاقة اللازمة لكسر رابطة واحدة في جزئ النيتروجين:

.....

بماذا نسمي الطاقة اللازمة لكسر 3 روابط في جزئ النيتروجين:

.....

العلاقة بين طول الرابطة وطاقة تفككها: علاقة عكسية

الفرق بين التفاعل الطارد والماص للحرارة:

- التفاعل الطارد للحرارة هو الذي ينتج عنه انطلاق طاقة حرارية.
- التفاعل الماص للحرارة هو الذي يمتص طاقة حرارية لإتمام التفاعل.

ما نوع الذرات التي تكون روابط تساهمية بشكل عام؟

a. الفلزات مع بعضها
b. اللافلزات مع بعضها
c. الفلزات واللافلزات
d. السوائل

كم عدد الإلكترونات التي تكوّن الرابطة التساهمية الثنائية؟

أ. 1 ب. 2 ج. 3 د. 4

انتهى الدرس

(2-4) التراكيب الجزيئية

الصيغة الجزيئية	الصيغة البنائية	الكرة والعصا	الشكل الفراغي	تركيب لويس

ملاحظة:

- تركيب لويس لا يكون الا في الرابطة التساهمية.

مثال:

(NH_3) علما بأن: $[N_7 - H_1]$

1- التوزيع الإلكتروني

.....

2- تحديد إلكترونات التكافؤ

.....

3- مجموع إلكترونات التكافؤ

.....

4- نحدد عدد ازواج الإلكترونات بالقسمة على 2

.....

5- نختار ذرة مركزية (اقل كهرو سالبية – الهيدروجين دائما ذرة جانبية)

.....

6- نرسم الروابط

.....

.....

.....

.....

7- لابد أن تكون الذرات الجانبية تحقق قاعدة الثمانية ماعدا الهيدروجين.

8- نتأكد من الذرات تحقق قاعدة الثمانية – الهيدروجين لا يحقق قاعدة الثمانية.

9- إذا لم تحقق الذرة المركزية نكون روابط ثنائية او ثلاثية (غالبا مع الكربون – النيتروجين – الاكسجين – الكبريت).

مثال:

CH_4 علما بأن: [H_1 - C_6]

مثال: (حالة خاصة الاستقرار بخمس أزواج روابط)

(PO_4^{-3}) علما بأن: [O_8 – P_{15}]

مثال:

(NH_4^+) علما بأن: [N_7 – H_1]

(ClO_4^-) علما بأن: [O_8 - Cl_{17}]	PCl_3 [Cl_{17} - P_{15}]
CO_2 [O_8 - C_6]	C_2H_4 [H_1 - C_6]
CS_2 [S_{16} - C_6]	CO_3^{-2} [O_8 - C_6]

أشكال الرنين:

س: ما المقصود بالرنين؟

ج/ وجود أكثر من شكل من أشكال لويس للمركب.

اذكر اشكال الرنين في المركبات الاتية:

O_3 [O_8]	NO_3^- [N_7]
CO_3^{-2} [C_6]	NO_2^-
SO_2 [S_{16}] (حالة خاصة الاستقرار بخمس أزواج من الروابط)	SO_3^{-2}

استثناءات قاعدة الثمانية:

أولا: عدد الالكترونات حول الذرة المركزية فردى.

NO_2	NO	ClO_2 [Cl_{17}]

ثانيا: حول الذرة المركزية عدد اقل من 8 الكترونات.

BH_3 $[H_1 - B_5]$

س: كيف يستقر هذا المركب BH_3؟

ج/ بالارتباط مع مركب أخر برابطة تساهمية تناسقية، **مثل: NH_3**

رسم الرابطة:

.....

.....

.....

ثالثا: الذرة المركزية يحاط بها أكثر من 8 إلكترونات ويسمى قاعدة الثمانية الممتدة.

من شروط قاعدة الثمانية الممتدة أن يقع العنصر في الدورة الثالثة وما بعدها.

أمثلة:

PCl_5 $[Cl_{17} - P_{15}]$	SF_6 $[F_9 - S_{16}]$
XeF_4	ClF_3

تراكيب لويس الأكثر استقرارا

مثال أيون الفوسفات PO_4^{-3} وجزئ ثاني أكسيد الكبريت SO_2

انتهى الدرس

(4-3) أشكال الجزيئات

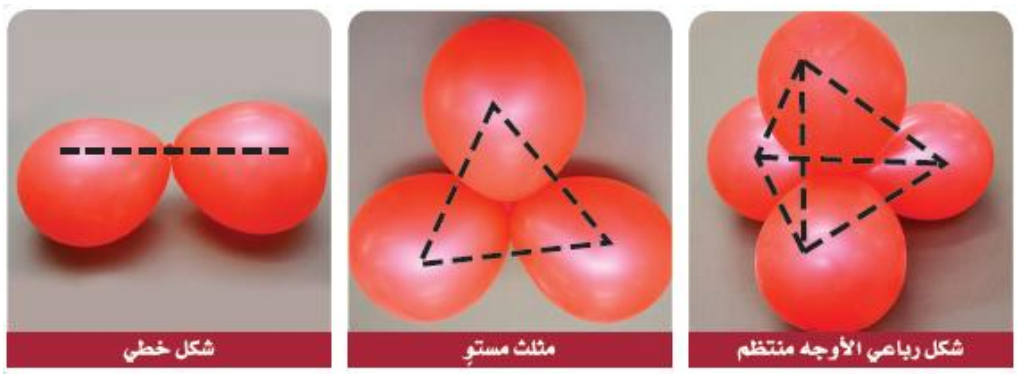
نموذج فسبر:
النموذج المستخدم لتوضيح الترتيب الذي يقلل التنافر بين ازواج الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية.

زاوية الرابطة: هي المحصورة بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية.

س: ما الفرق بين الأزواج المرتبطة وغير المرتبطة؟
ج/ حجم الأزواج غير المرتبطة أكبر من أفلاك الأزواج المرتبطة.

التهجين: هو خلط الأفلاك الذرية لتكوين أفلاك جديدة مهجنة وعدد أفلاك التهجين تساوي عدد الأفلاك الناتجة من التهجين.

مثال:
كيف يحدث التهجين في CH_4الميثان، علما بأن: [$C_6 - H_1$]



الشكل 4-16 تبتعد أزواج الإلكترونات في الجزيء بعضها عن بعض، كما هو مبين في ترتيب البالونات. إذ يكوّن زوجان شكلاً خطيًّا، وتكوّن ثلاثة أزواج شكل مثلث مستوٍ، في حين تكوّن أربعة أزواج شكلاً رباعي الأوجه منتظمًا.

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفصوص فتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة

الجدول 3-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	الأفلاك المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	180° خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° 90° ثماني الأوجه منتظم

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًّا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ وزواياه 120° بين كل منها.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات التآصر مثل CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم وزاوية الرابطة 109.5°.

جزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج المترابطة مقارنة بالأزواج المترابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج هرمًا ثلاثيًّا مع زاوية رابطة 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير مرتبطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير المرتبطة زاوية مقدارها 104.5° والنتيجة شكل منحنٍ.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات المترابطة، لذا يقلّل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات التساهمية.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير مرتبطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج مرتبطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلًا ثماني الأوجه.

ملاحظات: -

1- هذا الجدول يوضح:

نوع التهجين - أشكال التهجين - زاوية التهجين.

2- الرابطة باي لا تدخل عند حساب التهجين.

ارسم أشكال لويس مع ذكر نوع التهجين وذكر الشكل الفراغي وقيم الزوايا؟

$BeCl_2$ $[Cl_{17} - Be_4]$	$AlCl_3$ $[Al_{13}]$
CH_4 $[H_1 - C_6]$	PH_3 $[P_{15}]$
H_2O $[O_8]$	PCl_5
SF_6 $[F_9 - S_{16}]$	XeF_4

أ- قارن بين كل من الجزيئين CO_2 و NF_3 كما في الجدول التالي، علمًا بأن الأعداد الذرية هي:

C_6 , O_8 , N_7 , F_9

وجه المقارنة	CO_2	NF_3
الذرة المركزية		
العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ		
العدد الكلي لأزواج الترابط		
شكل تركيب لويس		
اسم الشكل الجزيئي		
مقدار زاوية الرابطة		
نوع التهجين		

ب- ارسم شكلي الرنين لأيون NO_2^-

انتهى الدرس

(4-4) الكهر وسالبية والقطبية

الميل الإلكتروني:

قدرة الذرات على جذب الإلكترونات.

ملاحظات:

- يزداد الميل الإلكتروني في الدورة من اليسار الى اليمين.
- يقل الميل الإلكتروني في المجموعة من اعلى الى أسفل.

الفرق بين الرابطة التساهمية النقية والتساهمية القطبية:

التساهمية النقية Cl_2	التساهمية القطبية H_2O
- تكون الرابطة بين ذرات متشابهة ويكون الفرق في الكهر وسالبية = صفر. الرسم:.....	- تكون الرابطة بين ذرات مختلفة ويكون الفرق في الكهروسالبية ما بين (0.4 - 1.7). الرسم: ....

العلاقة بين الفرق في الكهرو سالبية ونوع الرابطة:

الجدول 4-4	فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة
فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
$0.4-1.7$	تساهمية قطبية
<0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

ملاحظات:

- الرابطة التساهمية النقية لا تنجذب للمجال الكهربي.
- الرابطة التساهمية القطبية تتأثر بالمجال الكهربي وتنتظم بداخله لأن الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند طرفي الجزيء.
- الروابط في جزيء الماء تساهمية قطبية لأن الفرق في الكهرو سالبية بين الهيدروجين والأكسجين = 1.24 وأيضا الشكل غير متماثل .
- الرابطة في جزيء رباعي كلوريد الكربون تساهمية قطبية لأن الفرق في الكهرو سالبية بينهم = 0.61 ولكن الشكل متماثل ولذلك فالمركب غير قطبي .

مثال 1 لتوضيح القطبية:

س: هل H_2Oقطبي أم غير قطبي؟

.....

.....

.....

.....

بم تفسر: ينحني مجرى الماء من الصنبور عندما يقترب من بالون مشحون؟

.....

.....

مثال 2 لتوضيح القطبية:

س/ هل CH_4 قطبي أم غير قطبي؟

.....

.....

.....

.....

مثال 3 لتوضيح القطبية:

س: هل NH_3 قطبي ام غير قطبي؟

.....

.....

.....

.....

ملاحظة هامة:

المركبات القطبية تذيب المركبات القطبية والغير قطبية تذيب غير القطبية .

بم تفسر: لا تزول بقعة من الزيت باستخدام الماء؟

.....

.....

ادرس قيم الكهروسالبية الآتية ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

Li	Be	B	C	N	O	F	Cl	Br	I
(0.98)	(1.57)	(2.04)	(2.55)	(3.04)	(3.44)	(3.98)	(3.16)	(2.96)	(2.66)

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

.....

ب. بيّن بالحسابات الرياضية نوع الرابطة (أيونية ، تساهمية قطبية، تساهمية غير قطبية) بين كل مما يأتي:

i. C و Cl: .....

.....

ii. N و F : .....

.....

iii. Be و F : .....

.....

خواص المركبات التساهمية:

- قوى الجذب بين الجزيئات هي التي تحدد معظم خواص المركبات التساهمية.
- قوى الجذب بين الجزيئات (قوى جذب فاند رفال) تكون ضعيفة في المركبات التساهمية فتكون درجات انصهارها وغليانها منخفضة جدًّا عن المركبات الأيونية.
- أنواع القوى بين الجزيئات:

1- قوى ضعيفة بين الجزيئات غير القطبية وتسمى قوى التشتت (القوى القطبية المولدة).
2- قوى بين الأطراف المشحونة في الجزيئات القطبية وتسمى قوى ثنائية القطب.
3- الرابطة الهيدروجينية (الأقوى) وتتكون بين ذرة هيدروجين في جزيء ثنائي القطب وذرة (أكسجين أو نيتروجين أو فلور) على الطرف الآخر.

ملاحظات:

- توجد الكثير من الجزيئات التساهمية في الحالة الغازية بسبب سهولة تبخرها وانصهارها مثل الأكسجين وثاني أكسيد الكربون.
- المركبات التساهمية الصلبة تكون لينة في درجة الحرارة العادية مثل الشمع بسبب ضعف الترابط.
- الجزيئات في الحالة الصلبة تترتب في شبكة بلورية شبيهة بالشبكة البلورية في الرابطة الأيونية إلا أنها أضعف.
- المواد التساهمية الصلبة الشبكية تكون: هشة – لا توصل الحرارة والكهرباء – شديدة الصلابة.
- الألماس ترتبط فيه كل ذرة كربون مع 4 ذرات كربون أخرى فيتكون شكل رباعي الأوجه له شكل بلوري شديد الترابط ودرجة انصهاره عالية جدًّا.

انتهى الدرس

الفصل الخامس: الحساب الكيميائي والمول

(5-1) مولات المركبات

الصيغ الكيميائية والمول:

المول هو مقياس لكمية الذرات أو الأيونات أو الجسيمات في المادة وذلك لأن هذه الكميات صغيرة جدا فنحتاج الي وحدة كبيرة مثل المول لتوضيح هذه الكميات. (المول = 6.02×10^{23})

لحساب عدد مولات عنصر في مركب = عدد ذرات العنصر x عدد مولات المركب.

مثال 1:

احسب عدد مولات Cl^- في 2.5 مول من كلوريد الخارصين $ZnCl_2$.

.....

.....

.....

مسألة:

احسب عدد مولات ذرات الهيدروجين في 2.26 مول من NH_3.

.....

.....

.....

الكتلة المولية للمركبات:

كتلة المول = مجموع كتل الجسيمات التي يتكون منها المركب.

ملاحظة:

المركبات التي تكون فيها الروابط ايونية تسمى مركبات أيونية و المركبات التي تكون فيها الروابط تساهمية تكون مركبات جزيئية.

مسألة:

احسب الكتلة المولية لـ : $C_{12}H_{22}O_{11}$ علما بأن: (C = 12 , H = 1 , O = 16)

.....

.....

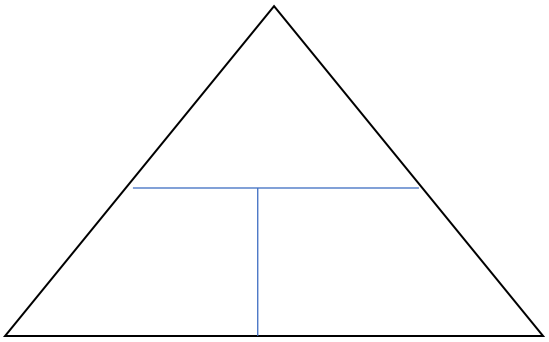
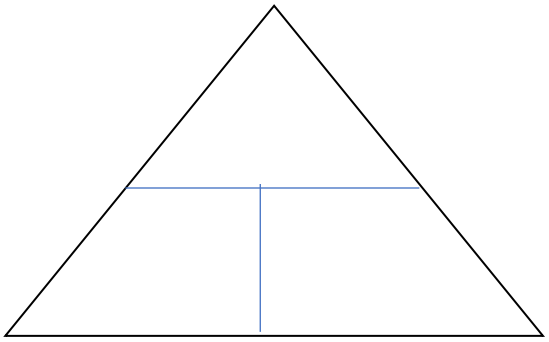
.....

.....

.....

قوانين هامة جدًّا لحساب:

- عدد المولات - عدد الجزيئات - عدد الذرات - عدد الأيونات - الكتلة بالجرام - عدد الجسيمات

	
عدد المولات=.....	عدد المولات=..... .....
عدد (الجزيئات - الذرات - الأيونات) =.....	الكتلة بالجرام =..... ....
الكتلة بالجرام=.....	عدد (الجزيئات - الذرات - الأيونات) =..... ....

مثال 1:

احسب كتلة 3.25 مول من حمض الكبريتيك H_2SO_4 علما بأن: (H = 1 - S = 32 - O = 16).

.....
.....
.....
.....

مثال 2:

احسب كتلة 2.55 مول من برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ علما بأن:
(K = 39 - Mn = 55 - O = 16).

.....
.....
.....
.....

مثال 3:

احسب عدد مولات 22.6 جم من نترات الفضة $AgNO_3$ علما بأن:
(O = 16 - N = 14 - Ag = 108).

.....
.....
.....
.....

مثال 4:

احسب عدد مولات 2.5 كجم من أكسيد الحديد (III) Fe_2O_3 علما بأن: (Fe = 56 - O = 16).

.....
.....
.....
.....

مثال 5:

احسب عدد ذرات كل من الأكسجين و الكربون و الهيدروجين في 45.1 جم من الايثانول C_2H_5OH علما بأن: (O = 16 - H = 1 - C = 12).

.....
.....
.....
.....

مثال 6:

احسب عدد أيونات الصوديوم والكبريتيت الموجودة في 2.25 جم من Na_2SO_3 علما بأن:
(O = 16 - S = 32 - Na = 23).

.....
.....
.....
.....

مثال 8:

ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl التي تحتوي على 4.59×10^{24} وحدة صيغة؟
علما بأن: (Cl = 35 - Na = 23).

.....
.....
.....
.....

مثال 7:

عينة من CO_2 ثانى اكسيد الكربون كتلتها 53.0g احسب:- علما بأن: (O = 16 - C = 12)

أ. عدد ذرات الكربون

.....
.....
.....
.....

ب. عدد ذرات الاكسجين

.....
.....
.....
.....

ج. كتلة جزي واحد من CO2 بالجرامات

.....
.....
.....
.....

6) عدد مولات ذرات الاكسجين في 5 mol من P_2O_5 هو:

أ- 5 ب- 10 ج- 25 د- 35

عدد مولات الهيدروجين الموجودة في 6.5g من الأمونيا NH_3 علمًا بأن الكتلة المولية للأمونيا 17g/mol هو:

أ- 0.382 mol ب- 1.147 mol

ج- 0.76470 mol د- 1.5294 mol

ما عدد أيونات OH^- الموجودة في 3.00mol من $Ca(OH)_2$؟ علمًا بأن عدد أفوجادرو 6.02×10^{23}

أ- 3.00 ب- 6.00 ج- 3.612×10^{24} د- 2.06×10^{23}

- ما كتلة H_2SO_4 اللازمة للتفاعل مع 0.75 mol من NaOH ، علمًا بأن الكتلة المولية لحمض الكبريتيك 98 g/mol ؟

.....
.....
.....

انتهى الدرس

(5-2) الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية

النسب المئوية للمكون:

تتحدد النسبة المئوية بالكتلة للعناصر عن طريق:

$$\frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

ملاحظة:

مجموع النسب المئوية لعناصر المركب = 100

مثال 1:

احسب النسبة المئوية بالكتلة لحمض الفوسفوريك H_3PO_4 علما بأن:

(O = 16 - P = 31 - H = 1)

.....

.....

.....

.....

مثال 2:

أي المركبين التاليين تكون نسبة الكبريت فيه أكبر H_2SO_4 أم H_2SO_3 علما بأن:

(O = 16 - S = 32 - H = 1)

.....

.....

.....

.....

الصيغ الأولية:

- تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب.
- قد تكون هي نفسها الصيغة الجزيئية وقد تكون مضاعفات لها.

خطوات الحل:

1- نحسب النسبة المئوية لكل عنصر في المركب.
2- نحسب عدد مولات كل عنصر في المركب.
3- نقسم على أصغر عدد مولات فنحصل على النسبة المطلوبة.
4- إذا وجدت ارقام غير صحيحة نضرب في - 2 3 - 4 للحصول على أرقام صحيحة.

مثال 1:

يتكون البروبان من 81.82% كربون و 18.18% هيدروجين، احسب صيغته الأولية علما بأن:
(C = 12 - H = 1)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

مثال 2:

ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98 % ألومنيوم و 64.02% كبريت علما بأن:
(S = 32 - Al = 27)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

الصيغ الجزيئية:

- تحدد العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في المركب.
- الصيغة الأولية يمكن أن تكون واحدة لمركبات تختلف تماماً عن بعضها في الخواص بينما الصيغة الجزيئية لا يمكن أن تكون لمركبين مختلفين في الخواص.
- لحساب الصيغة الجزيئية نقسم الكتلة المولية للجزئ / كتلة الصيغة الأولية.

الصيغة الأولية	الصيغة الجزيئية
تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لعدد مولات العناصر في المركب.	تعطى العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزي واحد من المادة.

مثال 1:

سائل يحتوي على 49.98 جرام من الكربون و 10.47 جرام من الهيدروجين فإذا كانت كتلته المولية = 58.12 g / mol فما صيغته الجزيئية علما بأن: (C = 12 - H = 1)

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

مثال 2:

سائل عديم اللون يتكون من 46.68% نيتروجين و 53.32 % أكسجين وكتلته المولية 60.01g / mol فما صيغته الجزيئية علما بأن: (N = 14 - O = 16)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

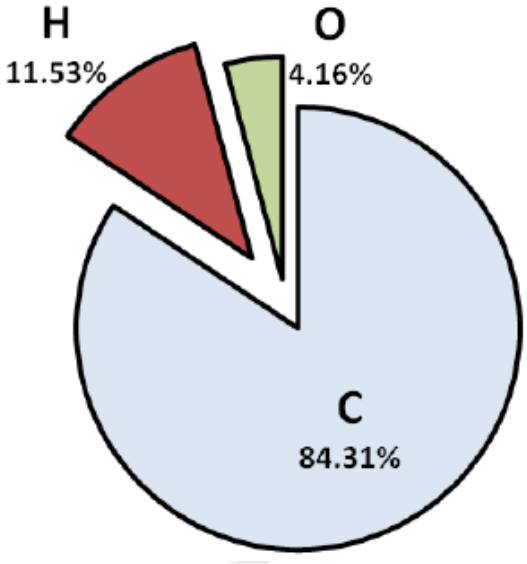
.....

.....

.....

.....

.....



يساعد الفيتامين D الجسم على امتصاص الكالسيوم.
وقد أظهر تحليل التركيب الكيميائي لهذا الفيتامين البيانات الموضحة في التمثيل البياني المقابل.
استنادا لهذه البيانات أوجد ما يلي :

- أولا : الصيغة الأولية للمركب.

(الكتلة المولية : C = 12.01 g/mol ، H = 1.01 g/mol ، O = 16.0 g/mol)

- ثانيا : الصيغة الجزيئية لفيتامين D إذا علمت أن كتلته المولية هي 384.0 g/mol

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

انتهى الدرس

(5-3) حسابات المعادلات الكيميائية

علاقة المول بالجسيمات:

الحسابات الكيميائية: دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي.

تعتمد الحسابات الكيميائية على قانون بقاء الكتلة: " المادة لا تفنى ولا تستحدث من العدم في التفاعل الكيميائي".

مثال:

$$4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

عدد الجزيئات عدد المولات

فسر المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية من حيث عدد الجسيمات والمولات والكتلة، آخذًا بعين الاعتبار قانون بقاء الكتلة علما بأن:

(Mg = 24 - O = 16 - K = 39 - Cl = 35 - H = 1 - N = 14)

أ. $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$

ب. $HCl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O$

ج. $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

تعريف النسب المولية: النسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الموزونة.

ملاحظات:

- لحساب النسب المولية لابد أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة.
- نحسب النسب لكل المكونات، متفاعلات لنواتج، ونواتج لمتفاعلات، ومتفاعلات لمتفاعلات، ونواتج لنواتج.

حدد النسب المولية جميعا لكل من المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية:

أ. $4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

ب. $3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

ج. $2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

يتفاعل غاز الميثان (CH_4) مع الكبريت (S_8) منتجا ثاني كبريتيد الكربون (CS_2) وهو سائل يستخدم غالبا في صناعة السلوفان حسب المعادلة التالية :

$$2CH_{4(g)} + S_{8(s)} \longrightarrow 2CS_{2(l)} + 4H_2S_{(g)}$$

1- حدد (4) نسب مولية من معادلة التفاعل السابقة .

.....

.....

.....

.....

.....

استخدام الحسابات الكيميائية:-

أولا: تحويل مول إلى مول:

يجب تحديد العلاقة بين عدد مولات المادة المعروفة وعدد مولات المادة الناتجة ثم نطبق العلاقة التالية:

$$\text{عدد مولات المادة المجهولة} = \frac{\text{عدد مولات المادة المعلومة} \times \text{عدد مولات المادة المجهولة}}{\text{عدد مولات المادة المعلومة}}$$

مثال 1:

يتكون حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع الماء والأكسجين: -

1- اكتب المعادلة موزونة:

.....

.....

2- احسب عدد مولات H_2SO_4 الناتجة من تفاعل 12.5 مول من SO_2:

.....

.....

.....

3- احسب عدد مولات O_2 الناتجة من 12.5 مول من SO_2

.....

.....

.....

مثال 2: **في المعادلة التالية:**

$$CH_4 + S_8 \longrightarrow CS_2 + H_2S$$

1- أكتب المعادلة موزونة:

.....

.....

2- احسب عدد مولات CS_2 الناتجة من 1.5 mole من S_8:

.....

.....

.....

3- ما عدد مولات H_2S الناتجة من:

.....

.....

.....

ثانيا: تحويل مول إلى كتلة:

لا توجد طريقة مباشرة لتحويل مول إلى كتلة ولذلك يجب حساب عدد المولات بالطريقة السابقة ثم ضربها في كتلة المول بالجرام من المادة المجهولة.

مثال:

في التفاعل التالي:

$$TiO_2 + C + 2Cl_2 \longrightarrow TiCl_4 + CO_2$$

1- احسب كتلة (Cl_2) اللازمة للتفاعل مع 1.25 مول من (TiO_2):

.....

.....

.....

2- احسب كتلة (C) اللازمة للتفاعل مع 1.25 مول من (TiO_2):

.....

.....

.....

3- احسب كتلة المواد الناتجة جميعها من تفاعل 1.25 مول من (TiO_2):

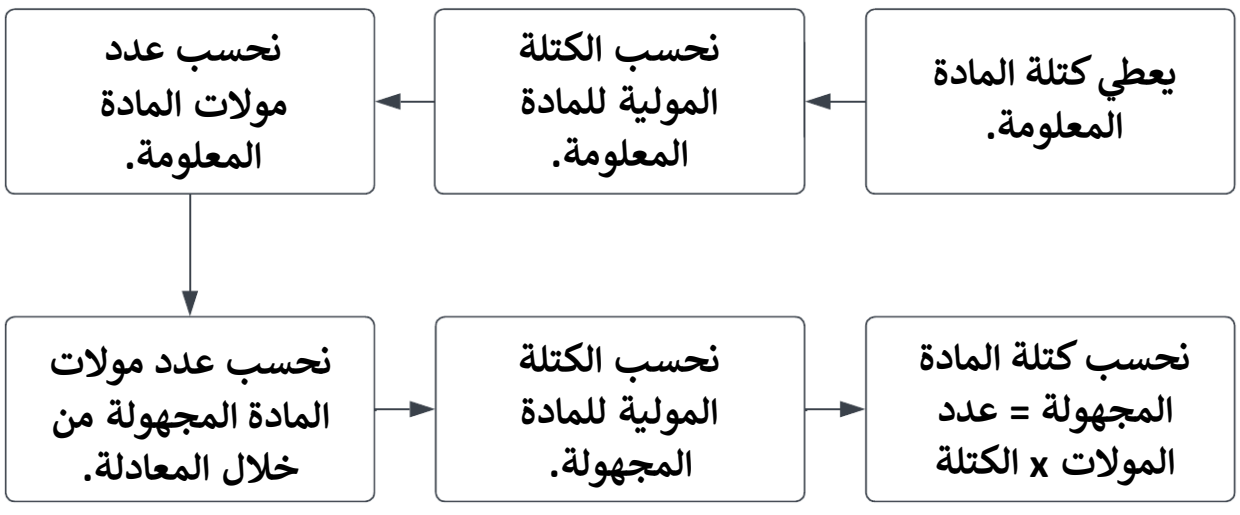
.....

.....

.....

ثالثا: تحويل كتلة إلى كتلة:-

مخطط لحل تلك المسائل:



مثال 1:

في التفاعل التالي:

$$2NaN_3 \longrightarrow 2Na + 3N_2$$

احسب كتلة N_2 الناتجة من تحلل 100 جم من NaN_3

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مثال 2:

عند تشكيل المطر الحمضي يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين والماء في الهواء ليشكل حمض الكبريتيك H_2SO_4، اكتب معادلة موزونة للتفاعل، وإذا تفاعل 2.5g من SO_2 مع الأكسجين والماء فاحسب كتلة H_2SO_4 الناتجة بالجرامات.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

المعادلة التالية غير الموزونة تمثل تفاعل الاحتراق التام للإيثانول.

$$C_2H_6O_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

1. اكتب معادلة الاحتراق التام للإيثانول موزونةً.

2. احسب عدد مولات جزيئات الأكسجين O_2 اللازمة للتفاعل مع كمية وافرة من الإيثانول لتعطيَ 8 mol من H_2O.

3. أوجد كتلة CO_2 الناتجة عن احتراق 100g من الإيثانول C_2H_6O.

(الكتلة المولية : $H = 1.01\ g/mol$ ، $C = 12.01\ g/mol$ و $O = 16.0\ g/mol$)

مع أطيب الأمنيات بالنجاح والتوفيق

أ / محمود رفعت

انتهى المقرر