

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية



الملف ملخص مقرر كيم 211

[موقع المناهج](#) ← [الصف الثاني الثانوي](#) ← [كيمياء](#) ← [الفصل الأول](#)

روابط مواقع التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي



روابط مواد الصف الثاني الثانوي على تلغرام

[الرياضيات](#)

[اللغة الانجليزية](#)

[اللغة العربية](#)

[التربية الاسلامية](#)

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

<a href="#">إجابة نموذجية لمنتصف مقرر كيم 211 نموذج 2</a>	1
<a href="#">ملخص الدرس الأول نظرية الكم والذرة كيم 211</a>	2
<a href="#">ملخص الاتزان الديناميكي مقرر كيم 214 كيم 216</a>	3
<a href="#">ملخص الاتزان الديناميكي مقرر كيم 214 كيم 216 الجزء الثاني</a>	4
<a href="#">العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل كيم 214-216</a>	5

## نموذج بور للذرة: مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين

1- يتحرك الإلكترون حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها ولا يتحرك بين المدارات

2- كلما صغر مدار الإلكترون قلت طاقة الذرة أو قل مستوى الطاقة والعكس حسب العلاقة  $E_n = n^2 E_1$

3- العدد الكمي  $n$  هو عدد يعبر عن عدد المدارات (مستويات الطاقة) في الذرة وعدد مستويات الطاقة في الحالة المستقرة سبعة فقط

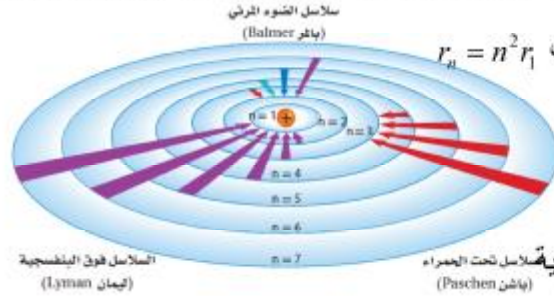
4- عندما يدور الإلكترون في مداره حول النواة (حالة الاستقرار) فإنه لا يكتسب ولا يفقد (يشع) طاقة

5- عندما يكتسب الإلكترون طاقة (حالة الإثارة) فإنه ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى وتكون الذرة في (حالة الإثارة)

6- عندما يعود الإلكترون إلى مستوى الطاقة الأقل فإنه يفقد (يشع) طاقة مقدارها يساوي الفرق بين طاقتي المدارين

المنتقل بينهما طاقة المستوى الأقل  $E$  - طاقة المستوى الأعلى  $E$   $\Delta E = E$  المنتهج البحرينية  
almanahj.com/bh

7- 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 والعلاقة بين أنصاف المدارات  $r_n = n^2 r_1$

## طيف ذرة الهيدروجين:

a - سلسلة ليمان : تظهر عند عودة الإلكترون من أي من

المدارات الخارجية إلى المدار الأول وهي أشعة ضوئية غير مرئية سلاسل تحت الحمراء (Paschen)

في منطقة الأشعة فوق البنفسجية

b - سلسلة بالمر : تظهر عند عودة الإلكترون من أي من المدارات الخارجية إلى المدار الثاني وهي أشعة ضوئية مرئية

c - سلسلة باشن : تظهر عند عودة الإلكترون من أي من المدارات الخارجية إلى المدار الثالث وهي أشعة ضوئية غير

مرئية في منطقة الأشعة تحت الحمراء

س- لماذا ينتج سلوك الإلكترون في الذرة أطيفا مختلفة للضوء؟ لإختلاف مقدار الطاقة التي يفقدها الإلكترون والتي

تساوي (طاقة الإلكترون في مستوى الطاقة الأعلى - طاقة الإلكترون في مستوى الطاقة الأقل)

## حدود نموذج بور:

1- فسر طيف ذرة الهيدروجين لكنه لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر

2- لم يستطع تفسير السلوك الكيميائي للذرات

3- هناك أدلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك في مدارات دائرية حول النواة

دى برولى : كل جسيم متحرك تصاحبه حركة موجية

ويحسب الطول الموجي  $\lambda$  من العلاقة  $\lambda = \frac{h}{m v}$  حيث أن  $m$  هي كتلة الجسيم و  $v$  هي سرعة الجسيم

مثال 1 - احسب طول الموجة المصاحبة لحركة الكترون كتلته  $9.1 \times 10^{-31} kg$  وسرعته  $6 \times 10^6 m/s$

$$\lambda = \frac{h}{m v} = \frac{6.626 \times 10^{-34}}{9.1 \times 10^{-31} \times 6 \times 10^6} = 1.2136 \times 10^{-10} m \quad h = 6.626 \times 10^{-34} J.s$$

مثال 2 - احسب طول الموجة المصاحبة لحركة صاروخ كتلته  $1000 kg$  وسرعته  $1.12 \times 10^4 m/s$  إذا كان ثابت

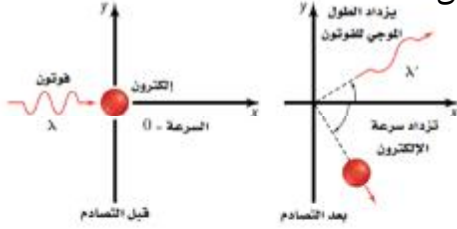
$$\lambda = \frac{h}{m v} = \frac{6.626 \times 10^{-34}}{1000 \times 1.12 \times 10^4} = 5.916 \times 10^{-41} m \quad h = 6.626 \times 10^{-34} J.s$$



س- علل- لا يمكن ملاحظة الموجة المصاحبة للجسم الكبير ؟

لأن طول الموجة المصاحبة له تكون صغيرة جدا لدرجة أنه لا يمكن قياسها (قارن بين مثال 2,1)

مبدأ هايزنبرج: من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في نفس الوقت وبنفس الدقة



لكى نرى الإلكترون فيجب أن يسقط عليه فوتون - فيمتص الإلكترون

طاقة الفوتون ويغير من سرعته ومكانه

ملاحظة : طاقة الفوتون بعد التصادم تقل لأن الإلكترون إكتسب جزءا منها

س- علل - طاقة الفوتون تؤثر فى الإلكترون لكنها لا تؤثر فى بالون ؟

لأن طاقة الإلكترون (الطاقة التى يكتسبها الإلكترون ليغير من موضعه) تقترب من طاقة الفوتون لكن طاقة البالون

(الطاقة التى يكتسبها البالون ليغير من موضعه) كبيرة جدا عن طاقة الفوتون بحيث لا تؤثر فيها طاقة الفوتون

ويعنى مبدأ هايزنبرج أنه من المستحيل تحديد مدارات ثابتة للإلكترونات مثل المدارات الدائرية فى نموذج بور وأن

الكمية الوحيدة التى يمكن معرفتها هى المكان الذى يحتمل أن يوجد فيها الإلكترون حول النواة

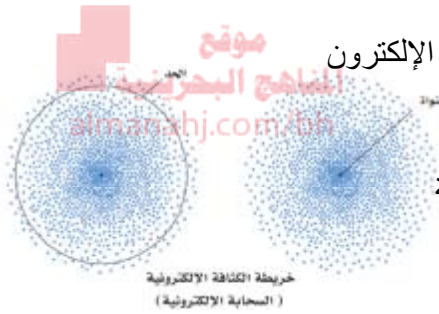
معادلة شرودنجر الموجية: وضع شرودنجر المعادلة الموجية التى تصف الموجة المصاحبة لحركة الإلكترون

كما قال دى برولى ( النموذج الكمي للذرة) - وحدد طاقة الألكترون بقيم محددة - لكنه لم يحاول أن يصف المسار الذى

يسلكه الإلكترون حول النواة إلى أنه تنبأ بوجود منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تسمى الفلك الذرى وتصف الموقع

المحتمل لوجود الإلكترون

النموذج الكمي للذرة	نموذج بور
يتعامل مع الإلكترون كجسيم له خصائص موجية من المستحيل تحديد مكان الإلكترون وسرعته في الوقت نفسه حدد قيم معينة لطاقة الإلكترون حدد أربع أعداد كم للمجالات الذرية يحتمل تواجد الإلكترون في منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة نجح في تفسير أطيف ذرة الهيدروجين وذرات أخرى	يتعامل مع الإلكترون كجسيم فقط قال أنه يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته في الوقت نفسه حدد قيم معينة لطاقة الإلكترون حدد العدد الكمي لمدارات الإلكترون حول النواة الإلكترون يتحرك في مسار دائري حول النواة نجح في تفسير طيف ذرة الهيدروجين فقط



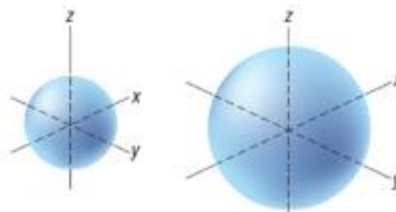
**الفلك الذري** : هو منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون

الفلك الذري يشبه سحابة الكترونية تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الإلكترون عند تلك النقطة وتكون نسبة احتمال تواجد الإلكترون في منطقة الكثافة العالية 90% واحتمال تواجده في حدود الفلك الذري بنسبة 10% وليس للفلك الذري حجم ثابت ودقيق- كل نقطة تمثل موقع الإلكترون عند لحظة معينة

احتمال وجود الإلكترون قريبا من النواة وضمن الحجم المعرف بالحدود أكثر من احتمال وجوده خارج ذلك الحجم  
**الأفلاك الذرية للهيدروجين:**

**عدد الكم الرئيسي  $n$**  : يعبر عن الحجم النسبي للفلك الذري - كما يعبر عن طاقة الأفلاك الذرية - بزيادة قيمة  $n$  يزداد حجم الفلك الذري ويقضى الإلكترون وقتنا أطول مبتعدا عن النواة كما يحدد  $n$  مستويات الطاقة وعددهم 7 وكل مستوى من مستويات الطاقة يسمى مستوى الطاقة الرئيسي - عندما يكون الكترون ذرة الهيدروجين في مستوى الطاقة  $n = 1$  تكون الذرة في الحالة المستقرة وكلما زادت قيمة  $n$  يكون في حالة إثارة  
**مستويات الطاقة الفرعية** : تحتوى مستويات الطاقة الرئيسية على مستويات فرعية للطاقة

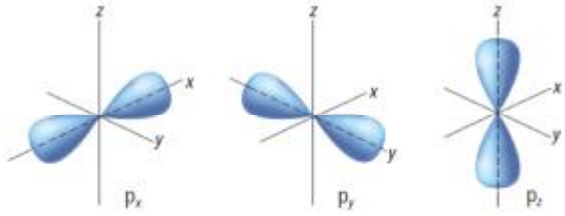
تحت مستوى الطاقة الرئيسي الأول مستوى فرعي واحد للطاقة ( $s$ ) - تحت مستوى الطاقة الرئيسي الثاني مستويان فرعيان للطاقة ( $s, p$ ) تحت مستوى الطاقة الرئيسي الثالث ثلاث مستويات للطاقة ( $s, p, d$ ) - تحت مستوى الطاقة الرئيسي الرابع أربع مستويات للطاقة ( $s, p, d, f$ ) وهكذا



**أشكال الأفلاك:** توجد مستويات فرعية للطاقة ( $s, p, d, f, \dots$ )

**مستوى الطاقة الفرعي ( $s$ ):** يتكون من فلك كروي الشكل يزداد حجمه

بزيادة مستوى الطاقة الرئيسي



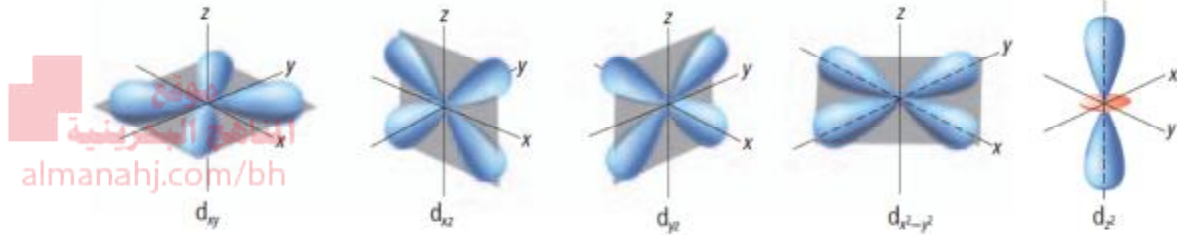
مستوى الطاقة الفرعي ( p ) : يتكون من ثلاثة أفلاك متساوية في

الطاقة (  $p_x, p_y, p_z$  ) كل منها يتكون من فصين كما بالشكل

س- ماهى الأفلاك الذرية لمستوي الطاقة الفرعي p ؟

هى (  $p_x, p_y, p_z$  ) وهى أفلاك متساوية في الطاقة ومتعامدة

مستوى الطاقة الفرعي ( d ) :



يتكون من خمس أفلاك متساوية في الطاقة (  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$  )

أربعة أفلاك متشابهة في الشكل لكن الفلك (  $d_{z^2}$  ) له شكل فريد

س- ماهى اتجاهات الأفلاك الذرية لمستوي الطاقة الفرعي d ؟

وهى أفلاك متساوية في الطاقة  $d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$

مستويات الطاقة الأربعة الأولى لذرة الهيدروجين				
عدد الكم الرئيسي $n$	المستويات الفرعية	عدد المجالات في المستويات الفرعية	مجموع المجالات في مستوى الطاقة الرئيسي $n^2$	عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي $2n^2$
1	1s	1	1	2
2	2s 2p	1 3	4	8
3	3s 3p 3d	1 3 5	9	18
4	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	16	32

س- تبعا لنموذج بور كيف يتحرك

الإلكترون في الذرة ؟

يتحرك في مدار دائري حول النواة

س- ماذا تدل عليه  $n$  عند بور؟

عدد الكم الرئيسي والذي يحدد عدد

المدارات (مستويات الطاقة)

س- ما الفرق بين حالة الإستقرار وحالة

الإثارة ؟ تكون حالة الإستقرار عندما

تكون الذرة في أقل طاقة لها وتكون

عندما تدور الإلكترونات في مداراتها

الطبيعية حول النواة – عندما تزداد طاقة

الذرة عن حالة الإستقرار تكون في حالة

إثارة وتكون عندما يكتسب الكترون أو

أكثر طاقة فيبتعدوا عن النواة

س- ما إسم النموذج الذري الذي يتعامل مع الإلكترون بأن له خصائص موجية ؟

س- من أول من كتب معادلة موجية تصف الموجة المصاحبة لحركة الإلكترون ؟

س- ماذا تدل عليه  $n$  في النموذج الكمي للذرة؟

تدل على عدد الكم الرئيسي الذي يحدد الحجم النسبي للفلك الذري - كما يحدد طاقة الأفلاك الذرية

س- ما طيف ذرة الهيدروجين الذي يكون في منطبة الإشعاع فوق البنفسجي ؟

س- ما عدد مستويات الطاقة الفرعية لذرة الهيدروجين تحت مستوى الطاقة الرئيسي الرابع ؟ 4 وهم

(4s , 4 p , 4 d , 4 f)

س- ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يشغل الفلك ؟

س- كم عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع ؟

س- ما عدد الإلكترونات التي تشغل المستوى الفرعي  $4f$  ؟ 14 إلكترون

س- ما عدد الإلكترونات التي تشغل المستوى الفرعي  $3d$  ؟ 10 إلكترون

س- ما عدد الافلاك في المستوى الفرعي  $4f$  ؟ 7 أفلاك

س- كيف وصف النموذج الكمي المسار الذى يسلكه الإلكترون ؟

النموذج الكمي لم يصف المسار الذى يسلكه الإلكترون حول النواة إلى أنه تنبأ بوجود منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تسمى الفلك الذرى وتصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون

س- كم تكون نسبة نصف قطر المدار السابع إلى نصف قطر المدار الأول لذرة الهيدروجين؟ .....



س- ما طاقة النسبية لذرة الهيدروجين فى مستوى الطاقة الرابع ؟  $E_n = n^2 E_1 = 16E_1$

التوزيع الإلكتروني: التوزيع الإلكتروني هو ترتيب الإلكترونات فى الذرة فى

الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتا

س- علل - تميل الإلكترونات فى الذرة إلى اتخاذ ترتيب يعطى الذرة أقل طاقة ممكنة ؟

لأن الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقرارا من الأنظمة ذات الطاقة العالية

مبدأ أوفباو : الإلكترون يشغل المجال الأقل طاقة أولا ثم المجال الأكثر طاقة

ويكون ترتيب المجالات الذرية حسب الزيادة فى الطاقة من أعلى إلى أسفل كما بالشكل

س- علل - نملاً المستوى الفرعى 4s قبل أن نملاً المستوى الفرعى 3d ؟

لأن المستوى الفرعى 4s أقل طاقة من المستوى الفرعى 3d

ويكون ترتيب المجالات الذرية حسب الزيادة فى الطاقة

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

مبدأ باولى : عدد إلكترونات الفلك الذرى الواحد لايزيد على الكترونيين فقط إذا كان الإلكترونان

1.  $\uparrow \square \square$  2.  $\uparrow \uparrow \square$  3.  $\uparrow \uparrow \uparrow$

يدوران فى اتجاهين متعاكسين

4.  $\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow$  5.  $\uparrow \downarrow \uparrow \uparrow$  6.  $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$

قاعدة هوند :الإلكترونات المفردة المتشابهة فى اتجاه الدوران تشغل

المجالات المتساوية فى الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية التى تدور فى اتجاه معاكس المجالات نفسها

وذلك لتقليل التنافر بين الإلكترونات

يمكن توزيع الكترونيات العناصر بطريقة:

$\uparrow \downarrow$   $\uparrow \downarrow$   $\uparrow \downarrow \uparrow \downarrow \uparrow \downarrow$   $\uparrow$   
1s 2s 2p 3s

رسم مربعات الافلاك - الترميز الإلكتروني - ترميز الغاز النبيل

س - اكتب التوزيع الإلكتروني للصوديوم Na بطريقة مربعات الأفلاك؟

س - اكتب التوزيع الإلكتروني للصوديوم Na بطريقة الترميز الإلكتروني؟  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



يكون مستوى الطاقة الفرعى (  $d$  ) أكثر استقرارا عندما يكون نصف هتلىء أو ممتلىء تماما لذلك عندما يكون فى المستوى الفرعى ( 4 ) أو ( 9 ) الكترونات حسب التوزيع الإلكتروني السابق فإننا ننقل الكترون من المستوى الفرعى (  $s$  ) إلى المستوى الفرعى (  $d$  ) ليصبح المستوى الفرعى  $d$  (  $d^5$  ) أو (  $d^{10}$  ) والمستوى الفرعى  $s$  (  $s^1$  )

$[Xe] 6s^1 4f^{14} 5d^5$	التنجستين $W$	$[Kr] 5s^1 4d^5$	الموليبديوم $Mo$	$[Ar] 4s^1 3d^5$	الكروم $Cr$
$[Xe] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$	الذهب $Au$	$[Kr] 5s^1 4d^{10}$	الفضة $Ag$	$[Ar] 4s^1 3d^{10}$	النحاس $Cu$

الالكترونات التكافؤ: هى الإلكترونات الموجودة فى مستوى الطاقة الرئيسى الأخير للذرة وهى التى تحدد الخواص

الكيميائية للعنصر

موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com

التمثيل النقطى للإلكترونات ( تمثيل لويس ): هو تمثيل للإلكترونات التكافؤ بنقاط حول رمز العنصر

وتوضع نقطة واحدة فى كل مرة على الجوانب الأربعة ثم تكرر هذه العملية حتى نصل إلى 8 إلكترونات

س- اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية فى الحالة المستقرة: (  $Br$  ,  $Sr$  ,  $Sb$  ,  $Re$  ,  $Tb$  ,  $Ti$  ) والى عدد

الالكترونات بالترتيب ( 22 , 65 , 75 , 51 , 38 , 35 )

a - البروم  $Br$   $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$  - b - الإسترانشيوم  $Sr$   $[Kr] 5s^2$  - c - الأنتيمون  $Sb$   $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^3$

d - الرينيوم  $Re$   $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^5$  - e - التيربيوم  $Tb$   $[Xe] 6s^2 4f^9$  - f - التيتانيوم  $Ti$   $[Ar] 4s^2 3d^2$

س- كم عدد الكترونات التكافؤ فى البروم ؟  $Br$  .

س- ماهى الكترونات التكافؤ؟ هى الإلكترونات الموجودة فى مستوى الطاقة الرئيسى الأخير للذرة

س- اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة مربعات الأفلاك والتميز الإلكتروني لكل من  $Be$   $Al$   $N$   $Na$  ؟

Be: $1s^2 2s^2$	Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	N: $1s^2 2s^2 2p^3$	Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$
1s 2s	1s 2s 2p 3s 3p	1s 2s 2p	1s 2s 2p 3s

س- اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز النبيل لـ  $Sn$  والذى عدد الكتروناته 50 إلكترون؟  $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^2$

س- اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز النبيل لذرة فى حالتها المستقرة تمتلك 2 إلكترون فى مستوى الطاقة

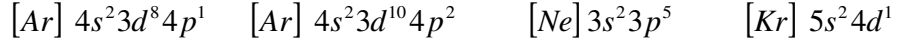
الرئيسى  $n = 6$  ؟  $[Xe] 6s^2$

س - ما التوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز النبيل لذرة الذهب  $Au$  التى تحتوى على 79 إلكترون؟

$[Xe] 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$



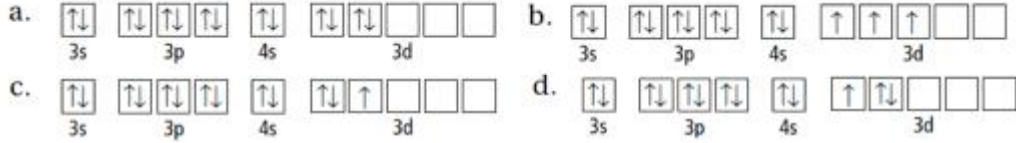
مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211)  
س- أى ترميز الكترونى مما يلى يصف الذرة فى حالة الإثارة :



س- أى ترميز الكترونى مما يلى يصف الذرة فى حالة الإثارة :



س- أى رسوم مربعات الأفلاك الآتية صحيحة لذرة فى حالة الإستقرار: الإجابة: (b)



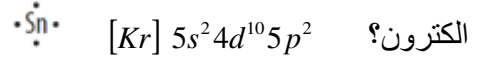
س- اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية فى الحالة المستقرة: (C , As , Po , K , Ba) والتي عدد إلكتروناتها

موقع  
الناشر الإلكتروني  
almanahi.com/bh

بالترتيب (56 , 19 , 84 , 33 , 6) ثم اكتب التمثيل النقطى لكل منها؟  $\cdot\dot{C}$   $\cdot\dot{As}$   $:\ddot{Po}$   $\cdot K$   $\cdot Ba$

a-  $[He] 2s^2 2p^2$     b-  $[Ar] 4s^2 3d^{10} 3p^3$     c-  $[Xe] 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^4$     d-  $[Kr] 4s^1$     e-  $[Xe] 6s^2$   
س- كم عدد الإلكترونات لعنصر توزيعه الإلكتروني  $[Rn] 7s^1$  ؟ 87 إلكترون

س- اكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة ترميز الغاز النبيل والتمثيل النقطى لذرة القصدير Sn التي عدد إلكتروناتها 50



س- ماهو التوزيع الإلكتروني الأكثر إستقراراً؟  $ns^2 np^6$

س- اكتب التوزيع الإلكتروني للزئبق Hg الذي له عدد إلكترونات 80 ؟  $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

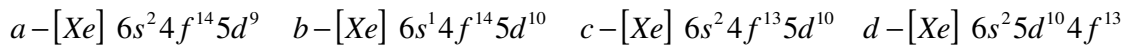
س- مالذى يحدث عندما تشع أو تطلق الذرة فوتونا ؟

تقل طاقة الذرة وينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل

س- مالذى يحدث عندما تكتسب أو تمتص الذرة فوتونا ؟

تزداد طاقة الذرة وينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى

س- التوزيع الإلكتروني لذرة الذهب التي لها 79 إلكترون :



تطور الجدول الدوري لترتيب العناصر:

رتب العالم الفرنسي أنتوني لافوازييه (1743-1794) م العناصر المعروفة في القرن الثامن عشر	
الغازات	الضوء - الحرارة - الاكسجين - النيتروجين - الهيدروجين
الفلزات	الانتيمون - الفضة - الزرنيخ - البزموت - الكوبلت - النحاس - القصدير - الحديد - المنجنيز - الزئبق - الموليبيدوم - النيكل - الذهب - البلاتينيوم - الرصاص - التنجستون - الخارصين (الزنك)
اللافلزات	الكبريت - الفسفور - الكربون - حمض الهيدروكلوريك - حمض الهيدروفلوريك - حمضالبوريك
العناصر الارضية	الطباشير - الماغنيسيا (أكسيد الماغنسيوم) - البورات - الصلصال - السيلكا (أكسيد السيلكون)

جون نيولاندز (1837-1898) م :

العناصر ذات الخواص المتشابهة تقع في الصف نفسه

A	H	1	A	F	8
B	Li	2	B	Na	9
C	G	3	C	Mg	10
D	Bo	4	D	Al	11
E	C	5	E	Si	12
F	N	6	F	P	13
G	O	7	G	S	14

جمهورية واحدة

لاحظ أن خواص العناصر تتكرر عند ترتيبها تصاعديا وفق الكتلة الذرية لكل

ثمانية عناصر - سمي نيولاندز هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانيات

- مثل - السلم الموسيقي الذي تتكرر فيه النغمات كل ثمانى أنغام -

في الشكل طريقة نيولاندز في ترتيب عناصر كانت معروفة آنذاك

واجه قانون الثمانيات معارضة لأنه لم يكن ينطبق على كل العناصر المعروفة آنذاك

كما اعتبر العلماء آنذاك أن مقارنة المواد الكيميائية بالسلم الموسيقي تعبير غير علمي

إلا أن ملاحظة نيولاندز في تكرار الخواص مازالت صحيحة

لوثر ماير (1830-1895) م: برهن على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر - رتب العناصر تصاعديا وفق الكتل

الذرية

ديمتري مندلييف (1834-1907) م: لاحظ أنه عند ترتيب العناصر تصاعديا وفق الزيادة في كتلتها الذرية فإن خواصها

تتكرر وفق نمط دورى - فقام بترتيب العناصر في الجدول الدورى في أعمدة تحوى العناصر المتشابهة في الخواص

توقع مندلييف وجود عناصر لم تتكتشف بعد وحدد خواصها وترك لها مكانا شاغرا في الجدول

هنرى موزلى (1887-1915) م: اكتشف أن العناصر تحتوى على عدد فريد من البروتونات فى أنويتها - فرتب العناصر

تصاعديا حسب الزيادة فى العدد الذرى ( عدد البروتونات الموجودة فى النواة) - وقد نتج عن ترتيب موزلى أنماطا

أكثر وضوحا فى تدرج الخواص

تدرج الخواص: هو تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديا وفق أعدادها الذرية

الجدول الدورى الحديث لترتيب العناصر:

رتب العلماء العناصر تصاعديا حسب الزيادة فى أعدادها الذرية فى الجدول الدورى الحديث لترتيب العناصر فى 18

مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) إعداد الأستاذ / محمود مصطفى 36076049  
العناصر المثالية: هي عناصر المجموعة 1، 2 (عناصر الفئة s) وعناصر المجموعات من 13 إلى 18 (عناصر الفئة p)

العناصر الإنتقالية: هي عناصر المجموعات من 3 إلى 12 (عناصر الفئة d)

العناصر الإنتقالية الأرضية: توجد أسفل الجدول في صفين يتكون كل صف من 14 عمود (عناصر الفئة f)

اللانثانيدات وهي عناصر الصف الأول الأكتينيدات وهي عناصر الصف الثاني

الفلزات : عناصر ملساء - لامعة - صلبة في درجة حرارة الغرفة ( عدا الزئبق) - جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء

تمتاز بالليونة وقابلة للطرق والسحب لأنه يمكن تحويلها إلى صفائح رقيقة وسحبها إلى أسلاك رفيعة - لونها في

الجدول الدوري أزرق- ويفصلها عن اللافلزات - أشباه الفلزات التي تمثل في الجدول الدوري بمربعات خضراء في

ترتيب متعرج من البورون B في المجموعة 13 أعلى الجدول إلى الأستاتين At في أسفل المجموعة 17

الفلزات القلوية: هي عناصر المجموعة الأولى كلها فلزات ماعدا الهيدروجين يوجد لكل عنصر في المجموعة الأولى

الالكترون واحد في مستوى طاقته الاخير لذلك تتشابه عناصر المجموعة الأولى في الخواص الكيميائية وهي عناصر

لا توجد منفردة في الطبيعة ولكنها توجد في صورة مركبات (لنشاطها الكيميائي الشديد) مثل الصوديوم Na يدخل في

تركيب ملح الطعام - الليثيوم Li يستخدم في صنع البطاريات والفرانسيوم اكتشف سنة 1939 إلا أن مندليف تنبأ

بوجوده عام 1870 وهو من أقل العناصر استقرارا فترة عمر النصف له 22 دقيقة

س- علل - الفلزات القلوية لا توجد منفرة في الطبيعة؟

الفلزات القلوية الأرضية: هي عناصر المجموعة الثانية يوجد لكل عنصر في المجموعة الثانية 2 الكترون في مستوى

طاقته الاخير وهي عناصر لا توجد منفردة في الطبيعة ولكنها توجد في صورة مركبات (لنشاطها الكيميائي الشديد)

مثل الكالسيوم Ca والماغنيسيوم Mg مفيدان لصحة الإنسان والماغنيسيوم صلب وقوى وزنه خفيف - لذلك يستخدم في

صناعة الأجهزة الإلكترونية والحواسيب المحمولة

س- علل - الفلزات القلوية الأرضية لا توجد منفرة في الطبيعة؟

س- علل - يستخدم الماغنيسيوم في صنع الأجهزة الإلكترونية والحواسيب المحمولة؟

اللافلزات : توجد في الجزء العلوي الأيمن من الجدول الدوري وهي غازات أو مواد صلبة هششة ذات لون داكن في

درجة حرارة الغرفة ( عدا البروم سائل ) رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء - غير قابلة للطرق والسحب - لونها في

الجدول الدوري أصفر الأكسجين أكثر العناصر اللافلزية وفرة في جسم الإنسان (يمثل %65 من كتلة الجسم)

الهالوجينات: هي عناصر شديدة التفاعل - من اللافلزات - وهي عناصر المجموعة 17 عادة ماتكون جزء من مركب

مثل كلوريد الصوديوم الفلور يدخل في تركيب معجون الأسنان ومياه الشرب ( لحماية الأسنان من التسوس)

س- إذكر استخدامين لعنصر الفلور؟

س- ماهي أكثر عناصر اللافلزات نشاطا؟

مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) إعداد الأستاذ / محمود مصطفى 36076049

أشباه الفلزات:العناصر التي لها اللون الأخضر فى الجدول لها خواص مشابهة للفلزات واللافلزات فالسيلكون  $Si$

والجرمانيوم  $Ge$  من أشباه الفلزات المستخدمة بكثرة فى صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية - كما يستخدم

السيلكون فى الجراحة التجميلية والتطبيقات التى تحاكي الواقع

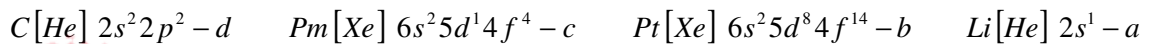
س- اذكر عنصرين من أشباه الفلزات المستخدمة بكثرة فى صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية؟.....

س- ماالعنصر الذى من أشباه الموصلات والمستخدم فى الجراحات التجميلية والتطبيقات التى تحاكي الواقع؟.....

الغازات النبيلة : تسمى الغازات الخاملة وهى من اللافلزات وهى عناصر المجموعة 18 وتستخدم فى صناعة المصابيح

الكهربائية وإشارات اللوحات مثل النيون

س- حدد أى العناصر التالية انتقالى وأيها مثالى : الإجابة (مثالى - إنتقالى - إنتقالى - مثالى )



س- باستخدام الجدول الدورى اكتب عنصرين لهما خصائص مشابهة لكل من :  $a$  - اليود  $I$  -  $b$  - الباريوم  $Ba$  -  $c$  - الحديد  $Fe$  ؟

almanahj.com/bh

$a$  - الفلور  $F$  الكلور  $Cl$  -  $b$  - الماغنيسيوم  $Mg$  الكالسيوم  $Ca$  -  $c$  - الروزينيوم  $Ru$  الأوزميوم  $Os$  ؟

س- ماالعنصران اللذان تكون قيمة الكتلة الذرية لكل منهما أقل من ضعف العدد الذرى؟ الهيدروجين  $H$  والاكسجين  $O$

س- وضح الخطأ فى الجدول الدورى لمندلييف ؟ ترتيب العناصر تصاعديا حسب كتلتها الذرية وليس عددها الذرى

س- مامساهمة نيولاندز فى ترتيب العناصر فى الجدول الدورى ؟ خواص العناصر تتكرر بشكل دورى

س- صنف العناصر التالية إلى فلزات - أشباه فلزات - لافلزات :

$a$  - الاكسجين  $O$  (لافلز)  $b$  - الباريوم  $Ba$  (فلز)  $c$  - الجرمانيوم  $Ge$  (شبه فلز)  $d$  - الحديد  $Fe$  (فلز)

س- حدد المجموعات التى تشمل كل من (العناصر القلوية - الهالوجينات - العناصر القلوية الارضية - الغازات النبيلة) ؟

(18 , 2 , 17 , 1)

س- ما إسم عنصر فى الدورة الثالثة ويمكن إستخدامه فى صنع رقائق الحاسوب لأنه شبه فلز ؟  $Si$

س- عنصر فى المجموعة 13 الدورة 5 يستخدم فى صنع الشاشات المسطحة فى أجهزة التلفزيون؟ الإنديوم  $In$

س - العنصر الذى يستخدم فتىلا فى المصباح فى الدورة ال- 6 والمجموعة ال- 6 ؟ التنجستين  $W$

س- إذا كان العدد الذرى لعنصر 117 فهل يكون فلز أو شبه فلز أو لافلز ؟  $[Rn] 7s^2 6d^{10} 5f^{14} 7p^4$  شبه فلز

س- إذا أكتشف عنصر جديد من الهالوجينات وآخر من الغازات النبيلة مالعدد الذرى لكل منهما ؟ (117 - 118)

س- إذا رتبت العناصر حسب الزيادة فى الكتلة الذرية فى ال- 55 عنصر الأولى أى من العناصر سيكون ترتيبه

مختلفا؟البوتاسيوم  $K$

س- فلز يوجد فى المجموعة 14 وله أقل كتلة ذرية لفلز فى المجموعة ؟ القصدير  $Sn$

36076049

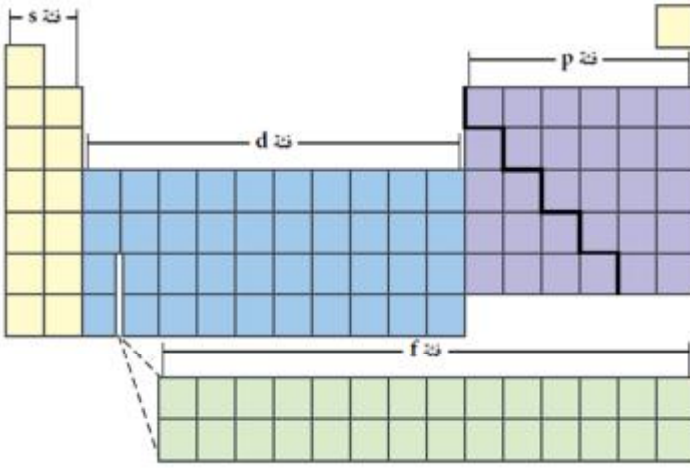
إعداد الأستاذ / محمود مصطفى

مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211)

س- ماهو الغاز النبيل الذى له أكبر كتلة ذرية ويستخدم

فى التنبؤات الجوية ؟  $Rn$ 

س- ما إسم الفلز المستخدم فى صنع مقياس الحرارة ؟

الزئبق  $Hg$ 

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني:

عناصر الفئة (s) : توجد فى يسار الجدول وتتكون من عناصر المجموعة الأولى ( $s^1$ ) والثانية ( $s^2$ ) وعنصر الهليوم  $He$ 

وتتكون من مجموعتين فقط لأن الفلك (s) يملأ بـ 2 إلكترون فقط

عناصر الفئة (p) : تتكون من عناصر المجموعات من (18 : 13) ويتتابع فيها ملء الفلك (p) من ( $p^1 : p^6$ ) وتتكون من 6

مجموعات فقط لأن الفلك (p) يملأ بـ 6 إلكترونات فقط عناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) عناصر فريدة فى الفئة

(p) لأن ذرات عناصرها مستقرة لدرجة أنها تقريبا لا تتفاعل كيميائيا

عناصر الفئة (d) : تتكون من عناصر المجموعات من (12 : 3) ويتتابع فيها ملء الفلك (d) من ( $d^1 : d^{10}$ ) وتتكون من

10 مجموعات لأن الفلك d يملأ بـ 10 إلكترونات فقط

عناصر الفئة (f) : فصلت فى صفين أسفل الجدول لتشابه خواصها ويتتابع فيها ملء الفلك (f) من ( $f^1 : f^{14}$ ) وتتكون

من 14 عمود لأن الفلك (f) يملأ بـ 14 إلكترون فقط

س- كم عدد الفئات التى يتكون منها الجدول الدورى ؟ أربع فئات (s, p, d, f)

تحديد الفئة: عند التوزيع الإلكتروني للعنصر يكون الفلك الأخير من الفئات (s, p, d) هو فئة العنصر

تحديد المجموعة: لعناصر الفئة (s) الرقم فوق الـ s هو الذى يحدد المجموعة - لعناصر الفئة (p) الرقم فوق الـ (p) +

12 - لعناصر الفئة (d) مجموع الرقمين فوق الـ s والـ d

التوزيع الإلكتروني	المجموعة	الدورة	عدد الإلكترونات	التوزيع الإلكتروني	المجموعة	الدورة	عدد الإلكترونات
$[Ar] 4s^2$	.....	.....	.....	.....	.....	.....	26
.....	.....	.....	56	$[He] 2s^1$	.....	.....	.....
.....	2	5	.....	.....	17	4	.....
.....	15	3	.....	.....	11	4	.....
$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^2$	.....	.....	.....	$[Ar] 4s^2 3d^8$	.....	.....	.....
$[Ne] 3s^2 3p^5$	.....	.....	.....	$[Kr] 5s^2 4d^1$	.....	.....	.....

س- لماذا اقتطعت العناصر التي أعدادها الذرية من 58:71 و من 90:103 اسفل الجدول؟ لأنها عناصر متشابهة في الخواص -عناصر الصف الأول 58:71 هي عناصر الفئة  $4f$  وتسمى اللانثانيدات و عناصر الصف الثاني 90:103 عناصر الفئة  $5f$  الأكتينيدات

س- بإستخدام الجدول الدورى ما إسم العناصر التي لها إلكترونات التكافؤ  $s^2 d^1$  ؟ (Sc - Y - La - Ac)

س- بإستخدام الجدول الدورى ما إسم العناصر التي لها إلكترونات التكافؤ  $s^2 p^3$  ؟ (N - P - As - Sb - Bi)

س- بإستخدام الجدول الدورى ما إسم العناصر التي لها إلكترونات التكافؤ  $s^2 p^6$  ؟ (Ne - Ar - Kr - Xe - Rn)

س- اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر في الدورة الرابعة المجموعة السابعة؟  $[Kr] 4s^2 4d^5$

س- اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر في الدورة الخامسة المجموعة الرابعة عشر؟  $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^2$

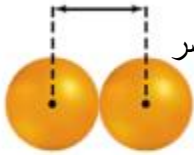
س- اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر في الدورة السادسة المجموعة الثانية؟ .....

س- ما المجموعة والدورة لعنصر توزيعه الإلكتروني  $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ ؟ المجموعة 17 الدورة 4

س- ما المجموعة والدورة لعنصر توزيعه الإلكتروني  $[Ne] 3s^2$ ؟ المجموعة 2 الدورة 3

س- ما المجموعة والدورة لعنصر توزيعه الإلكتروني  $[Ar] 4s^2 3d^8$ ؟ المجموعة 10 الدورة





نصف قطر الفلز

نصف قطر الذرة للفلزات: هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر

نصف قطر الذرة للفلزات : هو نصف المسافة بين نواتين متطابقتين ومتحدتين كيميائياً بروابط

فيما بينهما



نصف قطر اللافلز

س- لماذا لا نستطيع قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة؟ لأننا لا نستطيع تحديد حدود الذرة بدقة

س- علل - يزداد نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟

لأن زيادة حجم مستويات الطاقة يقلل من قوة جذب النواة للإلكترونات في المدارات الخارجية



التغير في نصف قطر الذرة

س- علل- يقل نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار لليمين في الدورة الواحدة؟

لزيادة الشحنة الموجبة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسية في الدورة ثابتة فتزداد

قوة جذب النواة للإلكترونات المدارات الخارجية فتجذب الإلكترونات للداخل

فيقل نصف القطر

س- علل- كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في

المجموعة الواحدة تزداد الشحنة الموجبة رغم ذلك

يزداد نصف القطر؟

لأن زيادة حجم مستويات الطاقة يعني أن الكثرونات

المدارات الخارجية على مسافة أبعد من النواة ويقفل

إزدياد هذه المسافة من قوة جذب النواة للإلكترونات

في المدارات الخارجية

س- فسر أى الذرات التالية نصف قطر ذرتها أكبر

؟  $C - F - Be - Li$

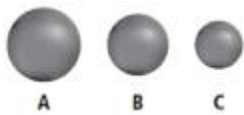
لأنهم في نفس الدورة فإن نصف القطر يقل كلما إتجهنا

من اليسار إلى اليمين لذلك فأكبر قطر

Li ثم Be ثم C ثم F

س- أيهما له أكبر نصف قطر وأيها له أصغر نصف قطر  $Mg - Si - S - Na$ ؟

لأنهم في نفس الدورة فأكبر نصف قطر للـ Na وأصغر نصف قطر للـ S



A

B

C

س- في الشكل ثلاثة عناصر الكربتون Kr الهليوم He الرادون Rn أيهما الكربتون؟

الكربتون هم B لأن هذه العناصر من المجموعة 18 أقل العناصر حجماً الهليوم وأكبرها حجماً الرادون



36076049

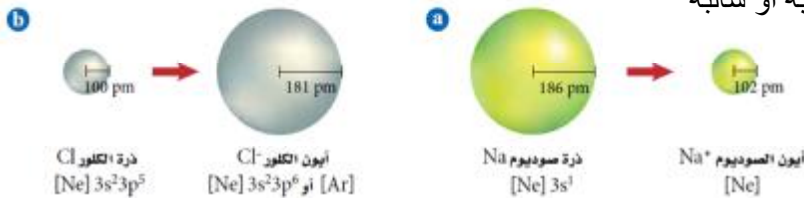
إعداد الأستاذ / محمود مصطفى

مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211)

س- أى العناصر أكبر حجما - عنصر فى الدورة 3 المجموعة 14 أو عنصر فى الدورة 6 المجموعة 15؟

س- أى العناصر أكبر حجما - عنصر فى الدورة 4 المجموعة 18 أو عنصر فى الدورة 2 المجموعة 16؟

الأيون : ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة



الأيون الموجب للذرة : هو ذرة فلز فقدت

الكثرون أو اكثر وتحولت إلى أيون موجب

(مثل ذرة الصوديوم Na<sup>+</sup>)

الأيون السالب للذرة : هو ذرة لافلز إكتسبت الكثرون أو اكثر وتحولت إلى أيون سالب ( مثل أيون الكلور )

لاحظ :فى الشكل أن الأيون الموجب أصغر حجما من ذرته المتعادلة والأيون السالب أكبر حجما من ذرته المتعادلة

س-علل- نصف قطر الأيون الموجب لعنصر أصغر من نصف قطر ذرته؟

1- الإلكثرون أو أكثر الذى تفقده الذرة يتسبب فى فقدان مدار خارجى فارغ

مما يسبب نقصان نصف القطر

2- يقل التنافر الكهروستاتيكي بين ماتبقى من إلكثرونات فى المدارات

الخارجية فتزداد قوة التجاذب بين النواة والكثرونات المدارات الخارجية

س-علل-نصف قطر الأيون السالب لعنصر أكبر من نصف قطر ذرته؟

لأن إضافة إلكثرون أو أكثر إلى الذرة يزيد التنافر

الكهروستاتيكي مع الكثرونات المدارات الخارجية

ويدفعها بقوة نحو الخارج

س: صف تدرج الزيادة فى نصف قطر الأيون

خلال المجموعة؟

يزداد نصف قطر الأيون فى المجموعة كلما

أتجهنا من أعلى إلى أسفل

س: صف تدرج التناقص فى نصف قطر الأيون

خلال الدورة؟

يقل نصف قطر الأيون كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين فى الدورة للأيونات

الموجبة - وعند تكون الأيونات السالبة يكون حجم الأيون السالب أكبر ثم يبدأ فى التناقص



	1	2	13	14	15	16	17
2	Li 76 1+ •	Be 31 2+ •	B 20 3+ •	C 15 4+ •	N 146 3- •	O 140 2- •	F 133 1- •
3	Na 102 1+ •	Mg 72 2+ •	Al 54 3+ •	Si 41 4+ •	P 212 3- •	S 184 2- •	Cl 181 1- •
4	K 138 1+ •	Ca 100 2+ •	Ga 62 3+ •	Ge 53 4+ •	As 222 3- •	Se 198 2- •	Br 195 1- •
5	Rb 152 1+ •	Sr 118 2+ •	In 81 3+ •	Sn 71 4+ •	Sb 62 5+ •	Te 221 2- •	I 220 1- •
6	Cs 167 1+ •	Ba 135 2+ •	Tl 95 3+ •	Pb 84 4+ •	Bi 74 5+ •		

36076049

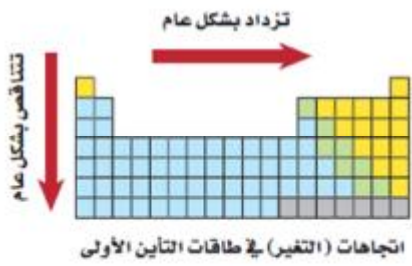
إعداد الأستاذ / محمود مصطفى

مقرر (كيم 211)

مقرر (كيم 211)

مقرر (كيم 211)

طاقة التأين: هي الطاقة اللازمة لإنتزاع إلكترون من الذرة وهي في الحالة الغازية



الطاقة اللازمة لإنتزاع الإلكترون الأول من الذرة تسمى طاقة التأين الأولى

الطاقة اللازمة لإنتزاع الإلكترون الثاني من الذرة تسمى طاقة التأين الثانية

الطاقة اللازمة لإنتزاع الإلكترون الثالث من الذرة تسمى طاقة التأين الثالثة وهكذا

س: صف تدرج طاقة التأين في المجموعة من أعلى إلى أسفل؟

تقل طاقة التأين كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة

س: صف تدرج طاقة التأين في الدورة من اليسار إلى اليمين؟

تزداد طاقة التأين كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في الدورة

س-علل- تقل طاقة التأين للذرة من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟

لزيادة حجم مستويات الطاقة فتقل قوة التجاذب بين النواة والإلكترونات المدارات الخارجية فنحتاج لطاقة أقل لإنتزاع إلكترون

موقع  
almanahj.com/bh

س-علل- تزداد طاقة التأين للذرة من اليسار لليمين في الدورة الواحدة؟

لزيادة الشحنة الموجبة فتزداد قوة التجاذب بين النواة والإلكترونات المدارات الخارجية فنحتاج لطاقة أكبر لإنتزاع

طاقات التأين لعناصر الدورة 2

رمز العنصر	إلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)							
		1 <sup>st</sup>	2 <sup>nd</sup>	3 <sup>rd</sup>	4 <sup>th</sup>	5 <sup>th</sup>	6 <sup>th</sup>	7 <sup>th</sup>	8 <sup>th</sup>
Li	1	520	7300						
Be	2	900	1760	14,850					
B	3	800	2430	3660	25,020				
C	4	1090	2350	4620	6220	37,830			
N	5	1400	2860	4580	7480	9440	53,270		
O	6	1310	3390	5300	7470	10,980	13,330	71,330	
F	7	1680	3370	6050	8410	11,020	15,160	17,870	92,040
Ne	8	2080	3950	6120	9370	12,180	15,240	20,000	23,070
									115,380

س- طاقة التأين الأولى لعنصر الكالسيوم  $Ca$  أقل من طاقة التأين الثانية؟

لأن طاقة التأين الأولى تتسبب في إنتزاع إلكترون واحد من الذرة فتزداد قوة التجاذب بين النواة والإلكترونات المتبقية

فتحتاج الذرة لطاقة أكبر لإنتزاع الإلكترون الثاني

س- لماذا طاقة التأين الرابعة للكربون أقل من طاقة التأين الثانية لليثيوم؟

طاقة التأين الرابعة للكربون تعمل على إزالة إلكترون تكافؤ - طاقة التأين الثانية لليثيوم تعمل على إزالة إلكترون من

مستوى طاقة داخلي مكتمل فتحتاج لطاقة أكبر

س-علل- طاقة التأين الثانية لذرة الصوديوم أكبر من طاقة التأين الأولى ؟

طاقة التأين الأولى للصوديوم تعمل على إزالة الكترون تكافؤ – طاقة التأين الثانية للصوديوم تعمل على إزالة الكترون من مستوى طاقة داخلي مكتمل فتحتاج لطاقة أكبر

س-علل - طاقة التأين الثالثة لذرة الماغنيسيوم أكبر من طاقة التأين الثانية ؟

طاقة التأين الثانية للماغنيسيوم تعمل على إزالة الكترون تكافؤ – طاقة التأين الثالثة للماغنيسيوم تعمل على إزالة الكترون من مستوى طاقة داخلي مكتمل فتحتاج لطاقة أكبر

س-علل- يلجأ الغواصون إلى استخدام خليط هليوكس – أكسجين مخفف بالهليوم في عملية التنفس؟

لأن طاقة التأين العالية للهليوم لاتسمح للأكسجين بالتفاعل مع الدم

س-علل- يستخدم الليثيوم في صناعة البطاريات ؟ لأن طاقة التأين لليثيوم قليلة

قاعدة الثمانية : الذرة تكتسب الكترولونات أو تفقدها أو تشارك بها لتجصل على 8 الكترولونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير الكهروسالبية: هى مدى قابلية العنصر على جذب الكترولونات الرابطة الكيميائية

س: أكبر كهروسالبية تكون لعنصر ... (الفلور F)..... وأقل كهروسالبية تكون لعنصر.. (الفرانسيوم Fr).....

س: صف تدرج الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين فى الدورة ؟

تزداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين فى الدورة

س: صف تدرج الكهروسالبية من اعلى إلى أسفل فى المجموعة ؟

تقل الكهروسالبية كلما إتجهنا من أعلى إلى أسفل فى المجموعة

س- فى الجدول التالى أجب عن الأسئلة؟

A																		Z	
																			Y
C	J																		N
D										S									T
		K																	

س- فى الجدول السابق أجب عما يلى :

- 1- عنصر يستخدم فى إضاءة المصابيح؟.....
- 2- عنصر له أكبر كهروسالبية؟.....
- 3- العدد الذرى للعنصر T؟.....
- 4- العنصر الذى يفقد 4 الكترولونات ويصبح توزيعه الإلكترونى  $1s^2$  ؟.....

- 5- عنصر له التوزيع الإلكتروني  $[Ar] 4s^1 3d^{10}$ ؟
- 6- عنصر عدده الذرى 39؟
- 7- عنصر له المستوى الفرعى  $p$  نصف ممتلء؟
- 8- عدد الإلكترونات فى الأيون  $D^+$ ؟
- 9- شحنة الأيون الأكثر إستقرارا للعنصر  $J$ ؟
- 10- عنصر له 6 الكترونات تكافؤ؟
- 11- عنصر له نفس التوزيع للإلكترونات للعنصر  $U^{+3}$ ؟
- 12- العنصر الأكبر حجما فى الدورة الثالثة؟
- 13- عنصر له نفس التوزيع للإلكترونات للعنصر  $M^{-3}$ ؟
- 14- العنصر الذى إستطاع بور تفسير الطيف له؟
- 15- عنصر له أكبر طاقة تأين أولى؟
- 16- عنصر له التوزيع الإلكتروني  $s^2 d^6$ ؟
- 17- ما فئة العنصر  $B$ ؟
- 18- ما مجموعة العنصر  $S$ ؟
- 19- اكتب تمثيل لويس للعنصر  $R$ ؟
- 20- عنصر من الفلزات القلوية الأرضية؟
- 21- الأكثر حجما  $W^{-3}$  أو  $W$ ؟
- 22- الأكثر حجما  $U^{+3}$  أو  $U$ ؟

س- اشرح كيف تحدد إلكترونات التكافؤ مكان العنصر فى الجدول الدورى؟

عدد إلكترونات التكافؤ يحدد رقم المجموعة التى ينتمى إليها العنصر - ومستوى الطاقة الذى به إلكترونات التكافؤ يحدد رقم الدورة

س- حدد رقم الدورة ورقم المجموعة لعنصر توزيعه الإلكتروني  $[Xe] 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$ ؟ الدورة 6 المجموعة 12

س- نصف قطر أيون اللافلزات أكبر أو أقل من نصف قطر ذرته المتعادلة؟ أكبر

س- نصف قطر أيون الفلزات أكبر أو أقل من نصف قطر ذرته المتعادلة؟ أقل

س- هل تنطبق قاعدة الثمانية على عناصر الدورة الأولى؟

لاتنطبق قاعدة الثمانية على عناصر الدورة الأولى لأن بها مستوى فرعى واحد فقط  $1s$  ويملأ بـ 2 إلكترون

36076049



مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) إعداد الأستاذ / محمود مصطفى

س- فى الشكل إذا كان الايون  $A$  هو والذرة هى  $B$  هل الأيون موجب أو سالب؟ سالب

س- فى الشكل إذا كان الايون  $B$  هو والذرة هى  $A$  هل الأيون موجب أو سالب؟ موجب

س- فى الشكل إذا كان  $A$  و  $B$  ذرتين لعنصرين فى نفس الدورة أيهما أكبر عدد ذرى؟  $B$

س- فى الشكل إذا كان  $A$  و  $B$  ذرتين لعنصرين فى نفس المجموعة أيهما أكبر عدد ذرى؟  $A$

س- ذرة الكلور لها التوزيع الإلكتروني  $[Ne] 3s^2 3d^5$  وأيون الكلور له التوزيع الإلكتروني  $[Ar] 3s^2 3d^6$

فهل تحول أيون الكلور إلى أرجون؟

لا لأن ذرة الكلور وأيون الكلور لهما نفس عدد البروتونات 17 والأرجون به 18 بروتون

س- هل تقع الكترولونات التكافؤ فى مستوى طاقة فرعى واحد وضح إجابتك؟

لا - تقع الكترولونات التكافؤ فى مستوى فرعى واحد لعناصر المجموعة الأولى والثانية فقط أما باقى المجموعات تقع فى



أكثر من مستوى طاقة فرعى

س- الكلور  $Cl$  من اللافلزات عدده الذرى 17 والصوديوم  $Na$  فلز عدده الذرى 11 وكلاهما فى نفس الدورة الثالثة - يتحد

الصوديوم والكلور لتكوين ملح الطعام كلوريد الصوديوم  $NaCl$  - أيهما نصف قطر ذرته أكبر قبل أن يتحدا؟ وبعد

الإتحاد يتأين كل منهما فمن يكون حجمه أكبر؟

قبل أن يتحدا يكون كل منهما ذرة وهما فى نفس الدورة نصف قطر ذرة الفلز  $Na$  أكبر من نصف قطر ذرة اللافلز  $Cl$

بعد أن يتحدا يتحول الصوديوم  $Na$  إلى أيون موجب  $Na^+$  ويتحول الكلور  $Cl$  إلى أيون سالب  $Cl^-$  فيكون نصف قطر

الأيون السالب  $Cl^-$  أكبر من نصف قطر الأيون الموجب  $Na^+$

س - أيهما أكثر كهروسالبية السيزيوم فى المجموعة الأولى الدورة السادسة أم البروم فى الدور الرابعة المجموعة

السابعة عشر؟ كلما كان العنصر أقرب من الفلور كانت كهروسالبية عالية لذلك البروم أكثر كهروسالبية من السيزيوم

س- عناصر المجموعة الواحدة فى الجدول الدورى لها نفس

( التوزيع الإلكتروني - الخواص الفيزيائية - عدد الإلكترونات - الكترولونات التكافؤ )

س- تسمى عناصر الفئة  $d$  عناصر ( مثالية - إنتقالية - إنتقالية داخلية - نبيلة )؟

س- تسمى عناصر الفئة  $s, p$  عناصر ( مثالية - إنتقالية - إنتقالية داخلية - نبيلة )؟

س- تسمى عناصر المجموعة 18 عناصر ( مثالية - إنتقالية - إنتقالية داخلية - نبيلة )؟

36076049

إعداد الأستاذ / محمود مصطفى

مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211)

اسم العنصر		موقع العنصر في الجدول الدوري	
رقم المجموعة	رقم الدورة	رقم المجموعة	رقم الدورة
1	2	1	2
1	3	1	3
7	4	7	4
14	4	14	4
15	3	15	3
16	4	16	4
17	3	17	3
2	3	2	3

1- ما العدد الذرى للعنصر Z .....

2- اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر Y مستخدما الترميز الإلكتروني

.....

3- ما عدد الإلكترونات فى الأيون  $E^{2+}$ ؟ .....

4- ما الحرف الذى يمثل عنصر انتقالى؟ .....

5- ما الذرة الأكبر حجما من الذرات  $Y-L-E$ ؟ .....

6- أى من العنصرين Y و E له أكبر طاقة تأين؟ .....

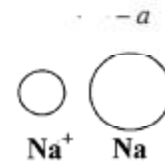
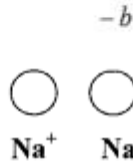
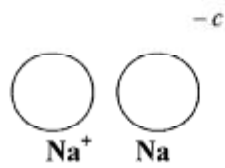
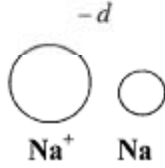
7- ما عدد تأكسد العنصر X؟ .....

8- أى من العنصرين L و Z له أكبر طاقة تأين؟ .....

س- فسر عدم قدرة الغازات النبيلة على تكوين أيونات؟

لأن طاقة تأينها عالية جدا - حيث أن التوزيع الإلكتروني المستقر لهذه العناصر يحد من نشاطها الكيميائى

س- أى مما يلى يمثل ذرة الصوديوم وايونها



الروابط الأيونية والمركبات الأيونية :

الأيون الموجب ( الكاتيون ):

يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة الكترون أو أكثر ليصبح توزيعها الإلكتروني مثلالتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل

العنصر	التوزيع الإلكتروني	الأيون	التوزيع الإلكتروني للأيون	التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل	الغاز النبيل
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$Na^+$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6$	[Ne]

في الجدول فلز الصوديوم Na فقد إلكترون واحد وأصبح أيونا موجبا  $Na^+$  وأصبح توزيعه الإلكتروني مثل توزيع أقرب غاز نبيل له وهو النيون [Ne]

المناهج البحرينية  
almanahj.com/bh

س- ذرة الصوديوم لها التوزيع الإلكتروني  $3s^1 [Ne]$  وأيون الصوديوم له التوزيع الإلكتروني  $1s^2 2s^2 2p^6 = [Ne]$  فهل تحول أيون الصوديوم إلى نيون ؟

لا لأن ذرة الصوديوم وأيون الصوديوم لهما نفس عدد البروتونات 11 والنيون به 10 بروتونات

س- علل - ذرات الفلزات نشيطة كيميائيا ؟ لأنها تفقد إلكترونات تكافؤها بسهولة

س- أيهما أكثر إستقرارا Na أو  $Na^+$  ؟

أيون الصوديوم أكثر إستقرارا لأن توزيعه الإلكتروني مثل توزيع أقرب غاز نبيل

لاحظ أن :ذرات المجموعة الأولى تفقد ( 1 الكترون ) المجموعة الثانية تفقد ( 2 الكترون ) المجموعة 13 تفقد ( 3

الالكترونات) أما العناصر الإنتقالية عادة ما تفقد الكترونات ns لتصبح أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2 + ثم تبدأ تفقد

إلكترون أو أكثر من المستوى الفرعي nd لتكون أكثر إستقرارا



مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) إعداد الأستاذ / محمود مصطفى 36076049  
التوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل : يكون توزيع العنصر الإنتقالي شبيه بتوزيع الغاز النبيل عندما يكون المستوى

الفرعي  $nd$  ممتلء تماما والكروونات  $ns^2$  فقدت تماما مثل التوزيع الإلكتروني لـ  $Zn^{+} = [Ar]3d^{10}$

المجموعة	العنصر	الكاتيون	أقرب غاز نبيل	الفلز الإنتقالي	الأيون	إسم الأيون	التوزيع الإلكتروني
1	H	$H^{+}$		Cd	$Cd^{2+}$	أيون الكاديوم (II)	$[Kr]3d^{10}$
	Li	$Li^{+}$	[He]	Zn	$Zn^{2+}$	أيون الخارصين (II)	$[Kr]3d^{10}$
	Na	$Na^{+}$	[Ne]	Cr	$Cr^{2+}$	أيون الكروم (II)	$[Ar]3d^4$
	K	$K^{+}$	[Ar]		$Cr^{3+}$	أيون الكروم (III)	$[Ar]3d^3$
	Cs	$Cs^{+}$	[Xe]	Co	Co	أيون الكوبالت (II)	$[Ar]3d^7$
2	Mg	$Mg^{2+}$	[Ne]		$Co^{3+}$	أيون الكوبالت (III)	$[Ar]3d^6$
	Ca	$Ca^{2+}$	[Ne]	Cu	$Cu^{+}$	أيون النحاس (I)	$[Ar]3d^{10}$
	Sr	$Sr^{2+}$	[Kr]		$Cu^{2+}$	أيون النحاس (II)	$[Ar]3d^9$
	Ba	$Ba^{2+}$	[Xe]	Fe	$Fe^{2+}$	أيون الحديد (II)	$[Ar]3d^6$
13	B	$B^{3+}$	[He]		$Fe^{3+}$	أيون الحديد (III)	$[Ar]3d^5$
	Al	$Al^{3+}$	[Ne]	Ni	$Ni^{2+}$	أيون النيكل (II)	$[Ar]3d^6$

أيون القصدير وأيون الرصاص

Sn	$Sn^{2+}$	أيون (II) القصدير	$[Kr]4d^{10}5P^2$	Pb	$Pb^{2+}$	أيون (II) الرصاص	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6p^2$
	$Sn^{4+}$	أيون (IV) القصدير	$[Kr]4d^85P^2$		$Pb^{4+}$	أيون (IV) الرصاص	$[Xe]4f^{14}5d^86p^2$

يتكون الأيون السالب عندما تكتسب الذرة إلكترون أو أكثر ليصبح توزيعها الإلكتروني مثلًا لتوزيع الإلكترونى لأقرب غاز نبيل

الغاز النبيل	التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل	التوزيع الإلكتروني للأيون	اسم الأنيون	الأيون	التوزيع الإلكتروني	العنصر
[Ar]	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	كلوريد	$Cl^-$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Cl

ذرات المجموعة 15 ( تكتسب 3 إلكترونات ) وذرات المجموعة 16 ( تكتسب 2 إلكترون ) وذرات المجموعة 17 ( تكتسب 1 إلكترون ) ويشق اسم الأنيون من اسم الذرة بإضافة المقطع ( يد ) إلى آخره

أقرب غاز نبيل	اسم الأنيون	الأيون	العنصر	المجموعة	أقرب غاز نبيل	اسم الأنيون	الأيون	العنصر	المجموعة
[Ne]	فلوريد	$F^-$	F	17	[Ne]	نيتريد	$N^{3-}$	N	15
[Ar]	كلوريد	$Cl^-$	Cl		[Ar]	فوسفيد	$P^{3-}$	P	
[Kr]	بروميد	$Br^-$	Br		[Ne]	أكسيد	$O^{2-}$	O	16
[Xe]	يوديد	$I^-$	I		[Ar]	كبريتيد	$S^{2-}$	S	

ملاحظة : ذرة الفسفور من الممكن أن تفقد ( 5 إلكترونات )

الرابطة الأيونية : هي رابطة تنتج من قوة الجذب الكهروستاتيكي بين الأيون الموجب (الكاتيون) والأيون السالب

(الأنيون) فى المركب الأيونى

الشحنات والمركبات الأيونية:

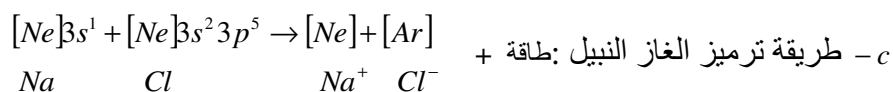
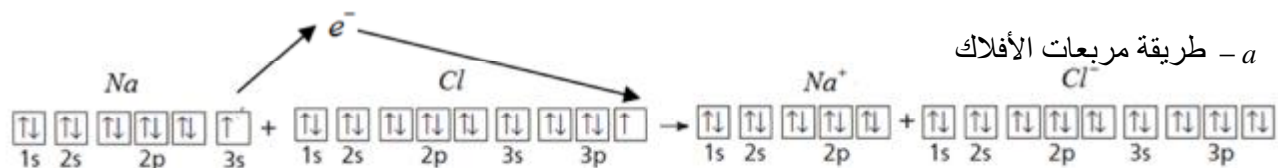
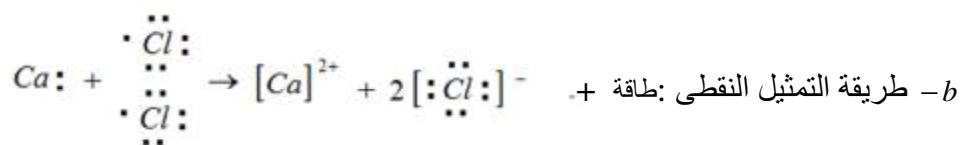
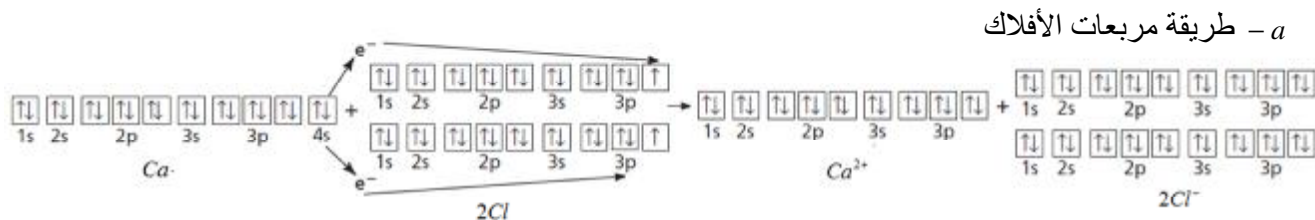
شحنة المركب الأيونى تساوى صفر لأن الإلكترونات التى يفقدها الأيون الموجب هى نفسها التى يكتسبها الأيون السالب

مثال: المركب الأيونى  $Al_2O_3$  تفقد كل ذرة Al ثلاثة إلكترونات ليصبح  $Al^{3+}$  وتكتسب كل ذرة O إلكترونين لتصبح  $O^{2-}$

لذلك نحتاج إلى  $2Al^{3+}$  والذى يفقد 6 إلكترونات و  $3O^{2-}$  الذى يكتسب 6 لتكوين المركب وتصبح شحنة المركب

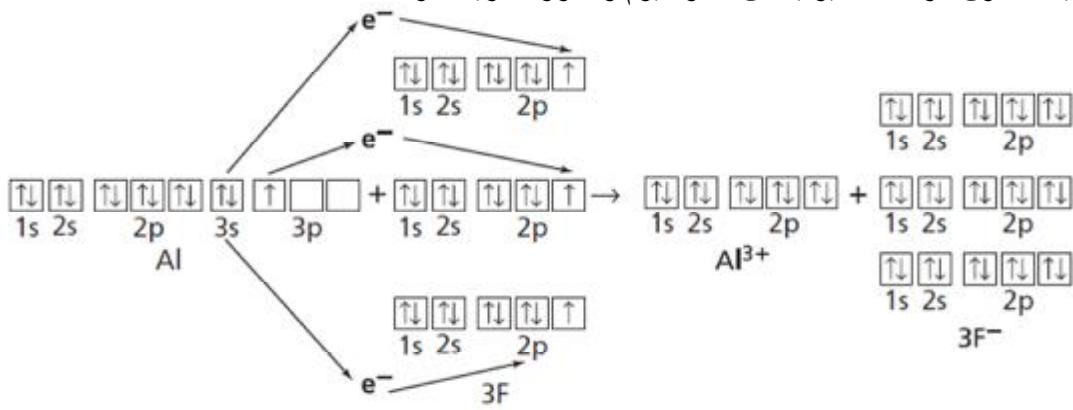
$$2 \times 3 + 3(-2) = 0$$

س- علل- المركب الأيونى متعادل الشحنة ؟

مثال: تكوين كلوريد الصوديوم - المعادلة الكيميائية  $Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- + HCl$ س- وضح كيف يتكون المركب الأيونى كلوريد الكالسيوم - المعادلة الكيميائية  $Ca + 2Cl \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + HCl$ 

36076049

مقرر (كيم 211) مقرر (كيم 211) إعداد الأستاذ / محمود مصطفى  
س- وضح كيف تتكون الرابطة الأيونية من الألومنيوم والفلور بطريقة مربعات الأفلاك؟



س- وضح كيف يتكون المركب الأيوني أكسيد الكالسيوم بطريقة التمثيل النقطي؟

س- وضح كيف يتكون الرابطة الأيونية من الألومنيوم والكبريت بطريقة التمثيل النقطي؟

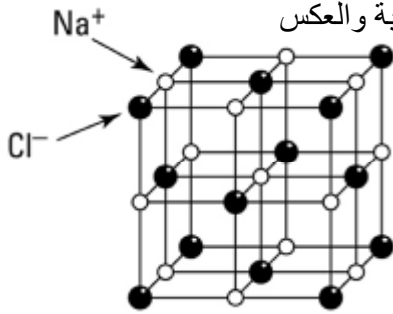
موقع  
المنهج البحرينية  
almanahj.com/bh

س- علل لماذا لا يكون الـ  $Ca$  مركبا أيونيا مع  $Ne$  ؟

لأن الـ  $Ne$  من الغازات النبيلة التي تمتلك 8 إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجى أى أنه مستقر لا يحتاج أن يتفاعل

مع العناصر الأخرى

ترتيب الأيونات فى شكل بلورى:



البلورة : هي ترتيب هندسى ثلاثى الأبعاد تحاط فيه الأيونات السالبة بالأيونات الموجبة والعكس

وتتكون البلورة نتيجة قوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة

فى البلورة المسافات بين الأيونات ثابتة ونمط ترتيب الأيونات منظم حجم الأيونات

غير متساو غالبا مثل - بلورة كلوريد الصوديوم - كل أيون صوديوم محاط

بـ 6 أيونات كلور كما أن كل أيون كلور محاط بـ 6 أيونات صوديوم بنسبة (1:1)

فى شكل مكعب - تتكون بلورة  $NaCl$  من عدد كبير من أيونات الصوديوم وأيونات الكلور

تختلف شكل البلورات الأيونية بسبب اختلاف شكل الأيونات واختلاف أعداد الأيونات المترابطة

س- صف البلورة ولماذا تختلف شكل البلورات الأيونية؟ هي ترتيب هندسى ثلاثى الأبعاد تحاط فيه الأيونات السالبة

بالأيونات الموجبة والعكس يختلف شكل البلورات بسبب اختلاف شكل الأيونات واختلاف أعداد الأيونات المترابطة

وتصنف المركبات الأيونية حسب اللون - الشكل البلورى - الصلابة - والخواص الكيميائية والمغناطيسية والكهربائية

ومن خلال معرفة الأيونات السالبة بها

السيلكات : هي تلك المعادن التى تحتوى على أيون السيلكات السالبة الناتجة عن اتحاد السيلكون مع الأكسجين

تحتوى معادن أخرى على الأيونات السالبة مثل الهاليدات التى تحتوى على أيونات ( الفلوريد - الكلوريد - البروميد -

اليوديد ) كما تحتوى بعض المعادن على البورات  $BrO_3^-$  - كما تحتوى بعض المعادن على الكربونات  $CO_3^{2-}$

أمثلة على المركبات الأيونية ( الأراجونيت - الباريت - البريل ) شكل 3-6

س- مانسبة (الكاتيونات) الأيونات الموجبة إلى (الأنيونات) الأيونات السالبة فى مركب مكون من الألومنيوم والأكسجين؟

(3:2)

الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية:

a- درجة الغليان والإصهار:

درجة إنصهار المركبات الأيونية وجليانها مرتفعة لأن الروابط الأيونية قوية لذلك تحتاج لكم هائل من الطاقة لتفكيكها

س- علل - درجة إنصهار وجليان المركبات الأيونية عالية؟

b- التوصيل الكهربائى: الأيونات فى حالة المادة الصلبة لاتوصل التيار الكهربائى لأن الأيونات مقيدة الحركة بسبب

قوة الجذب الكبيرة بين الأيونات - بينما فى حالة وجود محلول لمركب أيونى أو مصهور له فإن المحلول أو المصهور

36076049

إعداد الأستاذ / محمود مصطفى

مقرر (كيم 211)

مقرر (كيم 211)

مقرر (كيم 211)

يوصل التيار الكهربائي لأن الأيونات تصبح حرة الحركة – ويسمى محلول المركبات الأيونية الذى يوصل التيار

الكهربائي محلول إلكتروني.

س- علل –المادة الأيونية الصلبة لاتوصل التيار الكهربائي؟

س- علل – محلول وصهور المركبات الأيونية توصل التيار الكهربائي؟

س- أذكر الشرطين اللازمين لتوصيل المركب الأيونى للتيار الكهربائي ؟ أن يكون المركب الأيونى مصهورا – أو

محلولاً

س- مالقصود بالإلكتروليت ؟



c – اللون الزاهى لبعض المركبات الأيونية : تتميز بعض المركبات الأيونية بألوان زاهية نتيجة وجود فلزات إنتقالية

داخل الشبكة البلورية

س- علل – بعض المركبات الأيونية تتميز بألوان زاهية؟

d – القوة والصلابة والهشاشة : تمتاز المركبات الأيونية بالقوة والصلابة نتيجة ترتيب البلورات بشكل هندسى معين

فتوجد قوة جذب كبيرة بين الأيونات – لكن عند التأثير على المركب الأيونى بقوة خارجية تتفتت ( أى تصبح هشّة)

لأن القوة الخارجية تحرك الأيونات فتكون الأيونات المتشابهة بجوار بعضها مما يولد قوة تنافر تفتت البلورة إلى أجزاء

صغيرة



س- علل – عند التأثير بقوة خارجية على مركب

أيونى يصبح هشاً؟

الطاقة والروابط الأيونية:

إذا أمتصت طاقة أثناء التفاعل الكيميائى يكون التفاعل ماص للحرارة – وإذا انطلقت طاقة أثناء التفاعل الكيميائى يكون

التفاعل طارد للحرارة – تفاعل تكون المركبات الأيونية طارد للحرارة - فعندما تتقارب الأيونات الموجبة والسالبة

بعضها من بعض يتكون نظاما أكثر إستقرارا طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة – الفرق بين طاقة الأيونات المنفردة

وطاقة تكوين المركب الأيونى هى الطاقة الناتجة أثناء التفاعل – عندما نحتاج لتكسير المركب الأيونى مرة أخرى يجب

بذل طاقة (امتصاص ، طاقة) تساهم ، الطاقة المنطلقة أثناء التكوين .

س- فى التفاعل (طاقة  $Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$ ) الأكثر إستقرارا ( $Na^+ - Cl^- - NaCl$ )

**طاقة البلورة:** هى الطاقة اللازمة لفصل أيونات  $1mol$  من المركب الأيونى - وتزداد طاقة البلورة بزيادة قوى التجاذب بين الأيونات

س- إذكر إثنين من العوامل التى تعتمد عليها قوى التجاذب فى المركب الأيونى؟

1- شحنة الأيونات : كلما زاد عدد الإلكترونات التى تفقدها أو تكتسبها الذرات المكونة للمركب زادت قوة التجاذب

2- حجم الأيونات : كلما زادت حجم الأيونات المكونة للمركب الأيونى كلما قلت قوى التجاذب

س- إذكر العلاقة بين طاقة البلورة وحجم الأيونات فى البلورة؟



س- علل - قوة الرابطة الأيونية  $MgO$  أقوى من قوة الرابطة الأيونية  $KF$ ؟

س- أى مما يلى له طاقة بلورة أعلى مع التفسير ( $CsCl - KCl$ )؟

س- أى مما يلى له طاقة بلورة أعلى مع التفسير ( $K_2O - CaO$ )؟

س- وضح كيف يكون عنصر  $X$  من المجموعة الأولى فى الجدول الدورى وعنصر  $Y$  من المجموعة 15 مركبا أيونيا؟

العنصر من المجموعة الأولى  $X$  يفقد 1 إلكترون والعنصر  $Y$  من المجموعة 15 يحتاج أن يكتسب 3 إلكترونات

لذلك نحتاج إلى  $3X^+$  والذى يفقد 3 إلكترونات و  $Y^{3-}$  الذى يكتسب 3 لتكوين المركب  $X_3Y$

**صيغ المركبات الأيونية وأسمائها:**

**وحدة الصيغ الكيميائية:** هى صيغة المركب الأيونى التى تمثل أبسط نسبة عددية بين الذرات المكونة للمركب

س- أبسط نسبة عددية بين ذرات  $MgCl_2$  هى (2:1) أو (1:2)؟

**الأيون أحادى الذرة:** هو أيون يتكون من ذرة واحدة مشحونة بشحنة موجبة أو سالبة مثل  $Al^{3+}$  و  $O^{2-}$

**عدد التأكسد :** هو شحنة الأيون أحادى الذرة- وهو عدد الإلكترونات التى يفقدها الأيون الموجب أو عدد الإلكترونات

التي يكتسبها الأيون الموجب- مثال - عدد تأكسد الـ  $O$  هو -2 - وعدد التأكسد للـ  $Ca$  هو +2



نكتب رمز الأيون الموجب أولاً ثم الأيون السالب مع مراعاة النسبة الصحيحة بين الأيونات

صيغ المركبات الأيونية عديدة الذرات :

الأيون عديد الذرات : هو أيون يتكون من ذرة أو أكثر نتعامل معه كوحدة واحدة

الإسم	الأيون	الإسم	الأيون	الإسم	الأيون	الإسم	الأيون
الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$	اليودات	$IO_3^-$	البكربونات	$HCO_3^-$	الأمونيوم	$NH_4^+$
البيروكسيد	$O_2^{2-}$	البيريودات	$IO_4^-$	الهيبوكلورايت	$ClO^-$	النيتريت	$NO_2^-$
ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$	الأسيتات	$C_2H_3O_2^-$	الكلورايت	$ClO_2^-$	النترات	$NO_3^-$
الكرومات	$CrO_4^{2-}$	الفوسفات ثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$	الكلورات	$ClO_3^-$	الهيدروكسيد	$OH^-$
الفوسفات الهيدروجينية	$HPO_4^{2-}$	الكربونات	$CO_3^{2-}$	البيركلورات	$ClO_4^-$	السيانيد	$CN^-$
الفوسفات	$PO_4^{3-}$	الكبريتيد	$SO_3^{2-}$	البورات	$BrO_3^-$	البرمنجانات	$MnO_4^-$
الزرنیخات	$AsO_4^{3-}$	الكبريتات	$SO_4^{2-}$				

الأيون الأكسجيني السالب: هو أيون عديد الذرات يتكون من عنصر لافلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين

تسمية الأيون الأكسجيني : عندما يتكون أكثر من أيون أكسجيني لنفس الذرات مثل  $NO_2^-$ ,  $NO_3^-$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$

الأيون الذي به عدد ذرات أكسجين أكبر يشق اسمه من إسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) آخره

الأيون الذي به عدد ذرات أكسجين أقل يشق اسمه من إسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) آخره

نيتريت  $NO_2^-$  نترات  $NO_3^-$  كبريتيت  $SO_3^{2-}$  كبريتات  $SO_4^{2-}$  وهكذا

الأيون الأكسجيني الذي يحتوى على هالوجينات الذى به ذرة أكسجين واحدة (هيو- إسم الهالوجين + المقطع (يت)

الذى به ذرتين أكسجين (إسم الهالوجين + المقطع (يت) الذى به ثلاثة ذرات أكسجين (إسم الهالوجين + المقطع (ات)

الذى به أربع ذرات أكسجين (بير- إسم الهالوجين + المقطع (ات)- مثل الهيبوكلورايت  $ClO^-$  الكلورايت  $ClO_2^-$

الكلورات  $ClO_3^-$  البيركلورات  $ClO_4^-$  تسمية المركبات الأيونية :

يكتب الأيون السالب أولاً ثم الأيون الموجب ولكن فى الصيغة الكيميائية العكس ا

الأيون الموجب يأخذ اسم العنصر والأيون السالب المتعدد الذرات يكتب كما هو

الأيون السالب المفرد الذرات يشتق من اسم العنصر مضافاً له (يد)

العناصر الإنتقالية التي لها أكثر من عدد تأكسد نكتب الرقم الرومانى واحد (I) أو اثنين (II) أو ثلاثة (III) أو .....

ليدل على عدد تأكسد العنصر الإنتقالى أكمل الجدول التالى:

الأيون الموجب	الأيون السالب	الإسم	الصيغة الكيميائية	الأيون الموجب	الأيون السالب	الإسم
		كبريتات الأمونيوم		$NH_4^+$	$S^{2-}$	
$Ca(NO_3)_2$						هيدروكسيد الصوديوم
	$PO_4^{3-}$		$NH_4ClO_4$			
$NaHCO_3$						كرومات الفضة
$NH_4F$			$CaCO_3$			
	$Fe^{3+}$	$OH^-$				فوسفات الكروم(II)
$Mg(C_2H_3O_2)_2$				$Na^+$	$SO_4^{2-}$	
		فوسفات الكروم(I)				كبريتات النحاس (I)
		نترات النحاس(II)		$K^+$	$ClO^-$	
	$Na^+$	$P^{3-}$		$K^+$	$O_2^{2-}$	
		كبريتيد النحاس				كربونات الألومنيوم

س- إذا كانت شحنة الأيون X هي +1 وشحنة الأيون Y هي -2 - مارمز المركب المكون منهما؟

.....

س- صف الفرق بين الأيون أحادى الذرة والأيون ثنائى الذرة؟

.....

س- مالصيغة الكيميائية لمركب مكون من أيون الصوديوم وأيون النيتريت؟

.....

س- مالصيغة الكيميائية لمركب مكون من أيون السيزيوم وأيون النيتريد؟

.....

س- مالصيغة الكيميائية لمركب مكون من أيون الكالسيوم وأيون الكربيد؟