

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية

الملف مذكرة الطالب مذكرة 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

التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات
-----------------------------------	-------------------------------	----------------------------------	---------------------------

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

إجابة نموذجية لمنتصف مقرر كيم 211 نموذج 2	1
ملخص الدرس الأول نظرية الكم والذرة كيم 211	2
ملخص الاتزان الديناميكي مقرر كيم 214 كيم 216	3
ملخص الاتزان الديناميكي مقرر كيم 214 كيم 216 الجزء الثاني	4
العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل كيم 214-216	5

مذكرة كيمياء 2 (كيم 211)

اسم الطالب:

الصف :

الرقم الاكاديمي:

اعداد الأستاذ: أحمد إسماعيل

" المذكرة لا تغني عن كتابك المدرسي "

Ministry of Education



وزارة التربية والتعليم

المحتوى العلمي المطلوب في مقررات **الكيمياء** للفصل الدراسي الأول

المسار: توحيد المسارات

الصف: الثاني الثانوي

المادة / اسم المقرر ورمزه: **الكيمياء 2 (كيم211)**اسم الكتاب: **الكيمياء 2**

الملاحظات	الصفحة (من - إلى)	عنوان الدرس ورقمه	الفصل
		1-1 نظرية الكم والذرة	الإلكترونات في الذرات
		1-2 التوزيع الإلكتروني	
		2-1 تصنيف العناصر	الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر
		2-2 تدرج خواص العناصر	
		3-1 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية	المركبات الأيونية والفلزات
		3-2 الروابط الفلزية وخواص الفلزات	
		4-1 الرابطة التساهمية	الروابط التساهمية
		4-2 التراكيب الجزيئية	
		4-3 أشكال الجزيئات	
		4-4 الكهروسالبية والقطبية	
		5-1 مولات المركبات	الحساب الكيميائي والمول
		5-2 الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية	
		5-3 حسابات المعادلات الكيميائية	

[امتحانات منتصف صادر.pdf](#)



[اختبارات نهائية مجمعة الصادر.pdf](#)



الدرس الأول : نظرية الكم و الذرة

نموذج بور للذرة :

حالة الاستقرار: هي الحالة الاقل طاقة و المسموح بها للذرة

حالة الاثارة : هي حالة تحدث عندما تكتسب الذرة طاقة

فروض بور لتفسير طيف ذرة الهيدروجين

- 1- يدور الالكترون ذرة الهيدروجين حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط .
- 2- كلما صغره مدار الالكترون قل طاقة الذرة او قل مستوي الطاقة و العكس صحيح .
- 3- خصص بور لإجراء حساباته عدد n لكل مدار و اطلق عليه (عدد الكم)
- 4- استطاع حساب طاقة المدارات من معادلة حساب الطاقة النسبية للمدار ($E_n = n^2 E_1$)

مدار بور الذري	العدد الكمي	نصف القطر المداري (nm)	مستوى الطاقة الذري المقابل	الطاقة النسبية
الأول	$n=1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n=2$	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	$n=3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n=4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n=5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n=6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	$n=7$	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

5- تفسير طيف ذرة الهيدروجين :

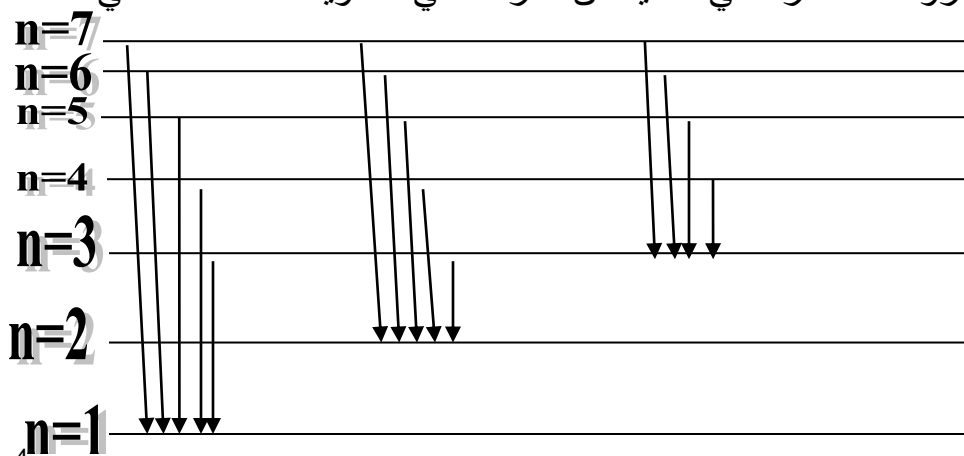
- تكون ذرة الهيدروجين في الحالة المستقرة عندما يكون الالكترون في المدار الاول ولا تشع الذرة طاقة
- عندما تكتسب الذرة طاقة من مصدر خارجي - ينتقل الالكترون الي مدار طاقة اعلى حسب مقدار الطاقة المكتسبة و تسمى ذرة مثارة
- عندما يعود الالكترون الى مستوى طاقة اقل تفقد الذرة طاقة في صورة فوتون ضوء
- هناك العديد من الذرات الهيدروجين تكتسب كميات مختلفة من الطاقة و بالتالي تثار الذرات الى مدارات مختلفة و عند عودة الالكترون الى مدارات مختلفة تفقد كميات مختلفة و اطياف مختلفة (طيف ذرة الهيدروجين)

6- المسافات بين المدارات لا يمكن للالكترون ان يتواجد فيها

7- المسافات بين المدارات ليست متساوية و ان المسافات تقل بالإبتعاد عن النواة

سلاسل طيف ذرة الهيدروجين:

و تنتج عند عودة الالكترونات المثارة في العديد من الذرات الي مستويات الطاقة الادني



سلسلة باشن

سلسلة بالمر

سلسلة ليتمان

1- سلسلة ليمان

وتقع في منطقة الاشعة فوق بنفسجية و تنتج عند عودة الالكترونات المثارة الي مستوي الطاقة الاول ($n=1$)

2- سلسلة بالمر

و تقع في منطقة الضوء المرئي تنتج عند عودة الالكترونات المثارة الي مستوي الطاقة الثاني ($n=2$)

3- سلسلة باشن

وتقع في منطقة الاشعة تحت الحمراء تنتج عند عودة الالكترونات المثارة الي مستوي الطاقة الثالث ($n=3$)

أوجه القصور في نموذج بور الذري

- 1- استطاع بور ان يفسر طيف ذرة الهيدروجين و لكنه فشل في تفسير طيف العناصر الاخرى
- 2- و كذلك فشل في تفسير السلوك الكيميائي للذرات عن طريق الطيف الذري
- 3- افترض ان مسار الالكترون دائري اي في بعدين و بالتالي يكون شكل ذرة الهيدروجين مسطح بينما هي ذات ابعاد ثلاثية
- 4- ذكر بور ان يمكن تحديد مكان وسرعة الالكترون في المدار وهذا لا يمكن عمليا (لان الجهاز المستخدم سيؤثر في مكان وسرعة الالكترون)

النموذج الكمي للذرة

نتيجة لأوجه القصور في نموذج بور الذري تم تعديله الي النموذج الكمي بجهود بعض العلماء كما يلي :

1- دي برولي

- أعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات
- عندما يتحرك الالكترون فانه يصاحب بحركة موجية و يحسب الطول الموجي لهذه الموجة من المعادلة
$$\lambda = \frac{h}{m \times v}$$

حيث (h ثابت بلانك و m :كتلة الالكترون و v سرعة الالكترون و λ الطول الموجي)

يصعب تحديد الطول الموجي المصاحب لحركة سيارة
لان العلاقة عكسية بين الطول الموجي و الجسم المتحرك

2- مبدا هيزنبرج للشك

"من المستحيل معرفة سرعة جسيم و مكانه في الوقت نفسه بدقة "

اوضح هيزنبرج أنه من المستحيل اخذ قياسات لجسم ما دون التأثير فيه و عليه فانه عند قياس سرعة الالكترون و تحديد مكانه في المدار فان الجهاز المستخدم سيؤثر عليهما (سرعة و مكان الالكترون)
(اي انه لا يمكن تحديد سرعة و مكان الالكترون في مستويات الطاقة حال قياسهما و من المستحيل تحديد مدارات ثابتة للالكترونات مثل المدارات الدائرية كما ذكر بور

3- معادلة شرودنجر الموجية

- اشتق شرودنجر من نظرية الجسيم – الموجة التي اقترحها دي برولي معادلة علي اعتبار ان الالكترون ذرة الهيدروجين موجة
- ظهر ان نموذج شرودنجر لذرة الهيدروجين ينطبق على جميع العناصر
- سمي هذا النموذج الذي يعامل الالكترونات على انها موجات باسم النموذج الموجي للذرة أو النموذج الكمي للذرة
- كل حل لمعادلة شرودنجر يسمى دالة الموجة حيث تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الابعاد حول النواة يزداد فيها احتمال تواجد الالكترون

الفلك الذري :

منطقة ثلاثية الابعاد للالكترون حول النواة احتمالية وجود الالكترون فيها اكبر ما يمكن

- يشبه الفلك الذري سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الالكترون عند تلك النقطة حيث تمثل الكثافة العالية للنقاط الاحتمالية العليا لوجود الالكترون في هذا الموقع

السحابة الالكترونية (الكثافة الالكترونية)

صورة لحظية لحركة الالكترون حول النواة

- حيث تمثل كل نقطة فيها موقع الالكترون عند لحظة معينة من الوقت

الافلاك الذرية للهيدروجين

عدد الكم الرئيسي (n)

هو احد اعداد الكم الاربعة التي تصف الافلاك الذرية و يعبر عن الحجم النسبي و طاقة الافلاك الذرية

ملاحظات:

- كلما ازدادت قيمة n زاد حجم الفلك و تزداد طاقة الذرة (طاقة المستوي)

مثال

$n=1$ تعني ان هذا هو المدار الاقرب للنواة و الاقل حجماً و أقل طاقة

$n=2$ تعني ان هذا هو المدار الثاني قريباً من النواة و اكبر من سابقه في الحجم و الطاقة و هكذا

- تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين مما يعني ان n يأخذ ارقام تتراوح بين 1-7

ويمكن عن طريق عدد الكم الرئيسي معرفة اكبر عدد من الالكترونات يستطيع ان يحمله مستوى الطاقة الرئيسي من العلاقة اقصى عدد من الالكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي $= 2n^2$ وهي صالحة للاستخدام حتي مستوى الطاقة الرابع

مستويات الطاقة الفرعية

كل مستوى الطاقة الرئيسي يحتوي علي عدد من مستويات الطاقة الفرعية يساوي رقمه

- تسمى مستويات الطاقة الفرعية بالحروف s - p - d - f

- حيث يتكون مستوى الطاقة الرئيسي الاول من مستوى فرعي واحد اسمه $1s$

- يتكون مستوى الطاقة الرئيسي الثاني من مستويين فرعيين هما $2s$, $2p$

- يتكون مستوى الطاقة الرئيسي الثالث من ثلاث مستويات فرعية هم $3s$, $3p$, $3d$

- يتكون مستوى الطاقة الرئيسي الرابع من اربع مستويات فرعية هم $4s$, $4p$, $4d$, $4f$

أشكال الافلاك :

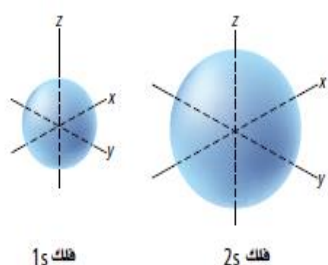
- كل مستوى فرعي يتكون من عدد من الافلاك و دائماً يكون عدد فردي من الافلاك

مستوي الطاقة الفرعي S

يتكون من فلك واحد شكله كروي و يستطيع حمل حتي 2 الكترون

ملاحظة الفلك $1s$ شكله كروي و الفلك $2s$ ايضاً شكله كروي

و لكن اكبر حجماً من $1s$



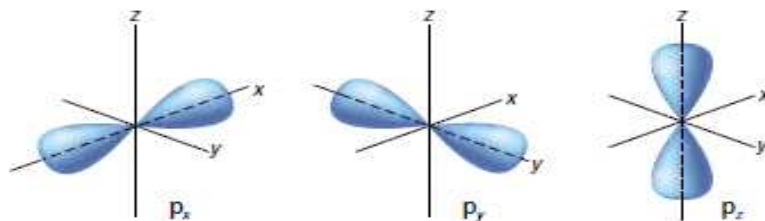
فلك $1s$

فلك $2s$

• مستوى الطاقة الفرعي P

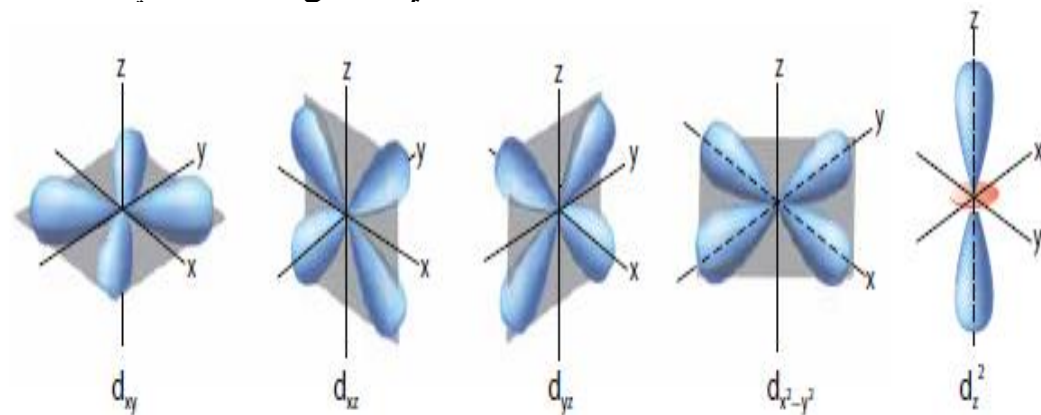
يتكون من ثلاثة افلاك متساوية في الطاقة

و الفلك الواحد يتكون من فصين متقابلين بالراس علي ثلاث محاور X-Y-Z و هم p_x , p_y , p_z يستطيع ان يحمل حتي 6 الكترونات و نقطة الالتقاء ينعدم فيها احتمال تواجد الالكترونات



• مستوى الطاقة الفرعي d

و يتكون من خمس افلاك متساوية في الطاقة أربعة منها لها اشكال متشابهه و لكن لها اتجاهات مختلفة ام الفلك الخامس له شكل و اتجاه يختلف عن الافلاك الاربعة الاخرى يستطيع ان يحمل حتي 10 الكترونات



• مستوى الطاقة الفرعي f

و يتكون من سبع افلاك متساوية في الطاقة و لها اشكال معقدة متعددة الفصوص يستطيع ان يحمل حتي 14 الكترون

مستوي الطاقة الرئيسي n	مستويات الطاقة الفرعية	عدد الافلاك	الاجمالي	اقصي عدد من الالكترونات	الاجمالي
n=1	1s	1	1	2	2
n=2	2s	1	4	2	8
	2p	3		6	
n=3	3s	1	9	2	18
	3p	3		6	
	3d	5		10	
n=4	4s	1	16	2	32
	4p	3		6	
	4d	5		10	
	4f	7		14	

أهم العلاقات :

1- n : تحدد عدد مستويات الطاقة الفرعية في كل مستوى طاقة رئيسي

2- n^2 : تحدد الافلاك في كل مستوى طاقة رئيسي

3- $2n^2$: تحدد عدد الالكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي عمليا حتي المستوى الرابع فقط اما نظريا على كل المستويات

أسئلة الدرس الأول

السؤال الأول : اختر الإجابة الصحيحة

1. أقصى عدد من الأفلاك يمكن أن تتواجد في مستوى الطاقة الرئيسي الخامس نظريا :

- أ. 10 ب. 25 ج. 32 د. 50

2. أعلى قيمة للطاقة يمكن أن يكتسبها إلكترون ذرة الهيدروجين عند انتقاله خلال المستويات الرئيسية الآتية معتمدا على قانون حساب طاقة المستويات الذي وضعه بور :

- أ. من $n=2$ إلى $n=5$ ب. من $n=7$ إلى $n=6$ ج. من $n=1$ إلى $n=3$ د. من $n=6$ إلى $n=4$

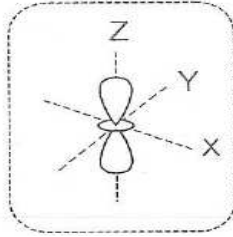
3. ما اسم العالم الذي اشتق معادلة موجية تعتمد على أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة .

- أ. شرودينجر ب. أوفباو ج. هايزنبرج د. رادفورد

4. متى تنتج سلاسل الضوء المرئي (بالمر) لذرة الهيدروجين ؟

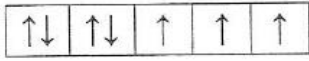
- أ. عند عودة الإلكترون المثار إلى مستوى الطاقة الأول. ب. عند عودة الإلكترون المثار إلى مستوى الطاقة الثاني.
ج. عند عودة الإلكترون المثار إلى مستوى الطاقة الثالث. د. عند إثارة الإلكترون من مستوى الطاقة الأول إلى مستوى الطاقة الثالث.

5. ما الفلك انذي يمثل الشكل المجاور؟



- أ. dz^2 ب. dx_y
ج. dz_x د. P_z

6. ما أقصى عدد من الإلكترونات لها نفس اتجاه الدوران في المستوى الفرعي (d^7)



- أ. إلكترون واحد ب. 3 إلكترونات ج. 5 إلكترونات د. 7 إلكترونات

7. ما عدد الإتجاهات المحتملة للفلك d ؟

- أ. 1 ب. 3 ج. 5 د. 7

8. تُعدّ أفلاك P في نفس المستوى الرئيسي متماثلة في جميع الخصائص التالية ما عدا خاصية واحدة ، فما تلك الخاصية؟

- أ. الطاقة ب. الشكل ج. الإتجاه في الفراغ د. السعة من الإلكترونات

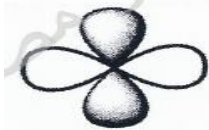
9. إلى أي مستوى طاقة يعود الإلكترون المثار عندما تنتج سلاسل الضوء المرئي ؟

- أ. الأول ب. الثاني ج. الثالث د. الرابع

10. ما أعلى قيمة للطاقة يمكن للإلكترون ذرة الهيدروجين أن يطلقها عند إنتقاله 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 $n=6$

11. ما الرسم المناسب لأفلاك المستوى الفرعي $5d$ ؟



د.



ج.



ب.



أ.

١٠ ما المستوى الفرعي الذي تتكون أشكال أفلاكه من فصين؟

f .d

d .c

p .b

s .a

١١ ما عدد الأفلاك في المستوى الفرعي d ؟

14 .d

10 .c

5 .b

3 .a

١٢ أفك p يتكون من ثلاثة أفلاك:

أ-متماثلة في الشكل، ومتساوية في الطاقة

ب-غير متماثلة في الشكل، ومتساوية في الطاقة

ج-متماثلة في الشكل، وغير متساوية في الطاقة

د-غير متماثلة في الشكل، وغير متساوية في الطاقة

١٣ مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع:

32 -د

ج-4

ب-16

أ-9

١٤ أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يشغلها المستوى الفرعي 6f هو:

ب-14

أ-6

د-12

ج-10

١٥ النموذج الكمي للذرة يعامل الإلكترونات على أنها:

د- موجات

ج- جسيمات

ب- كتل

أ- شحنات

١٦ ماذا تمثل كل نقطة في السحابة الإلكترونية للإلكترون عند لحظة معينة؟

د- سرعة

ج- كتلة

ب- موقع

أ- شحنة

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

د- 1

ج- 2

ب- 3

أ- 4

١٨ ما المستوى الفرعي الذي **مستحيل** وجوده وفقاً للوصف الكمي للذرة ؟

د. 3f

ج. 5s

ب. 6d

أ. 3d

١٩ أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يحتويه نظرياً المدار الرئيسي الرابع؟

أ- 8	ب- 16	ج- 32	د- 50
------	-------	-------	-------

٢٠ ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يحتويه المدار الفرعي 4d ؟

د- 18

ج- 10

ب- 6

أ- 2

٢١ حدد المدار النهائي (n) الذي تنتقل إليه الإلكترونات حتى تُنتج السلاسل تحت الحمراء (باشن) لذرة الهيدروجين .

د. (n=4)

ج. (n=3)

ب. (n=2)

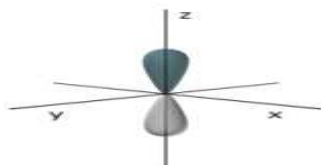
أ. (n=1)

٢٢ ما الذي ترمز إليه (n) في النموذج الكمي للذرة ؟

ج. عدد الكم المغناطيسي

ب. عدد الكم الفرعي

أ. عدد الكم الرئيس



٢٣ ما الفلك الذي يمثل الشكل المجاور ؟

ب. p_y

د. d_{xy}

أ. d_{z^2}

ج. p_z

٢٤ أي من سلاسل الطيف الخطي لذرة الهيدروجين تقع في منطقة الضوء المرئي؟

د. براكت

ج. باشن

ب. بالمر

أ. ليمان

٢٥ أي مستوى طاقة يعود الإلكترون المثار عندما تنتج سلاسل الضوء المرئي؟

د. الرابع

ج. الثالث

ب. الثاني

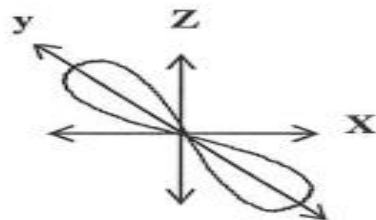
أ. الأول

السؤال الثاني : اكمل الجدول التالي؟

المصطلح العلمي	التعريف
حالة الاستقرار	
حالة الاثارة	
	منطقة ثلاثية الأبعاد توجد حول نواة الذرة ، وهي تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترونات.
	النموذج الذي يتم فيه التعامل مع الإلكترونات على أنها موجات.
	هو عدد يعبر عن الحجم النسبي وطاقة الافلاك الذرية
	من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة

السؤال الثالث: أكتب التفسير العلمي ؟

- 1- يصعب حساب الطول الموجي المصاحب لحركة سيارة كبيرة
- 2- من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة
- 3 يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء بحسب نموذج بور الذري .
- 2 . ينتج سلوك الإلكترون في الذرة ألوانا مختلفة للضوء .(كما في سلسلة بالمر للضوء المرئي في الطيف الخطي لذرة الهيدروجين)

ظهور وميض ميز لذرة الهيدروجين

ما اسم شكل الفلك الذري المقابل ؟

اختر الإجابة من (P_z ، P_y ، P_x)

وضعها في الحقل أدناه

الدرس الثاني : التوزيع الالكتروني

و يقصد به ترتيب الالكترونات في الذرة

التوزيع الالكتروني في الحالة المستقرة للعنصر

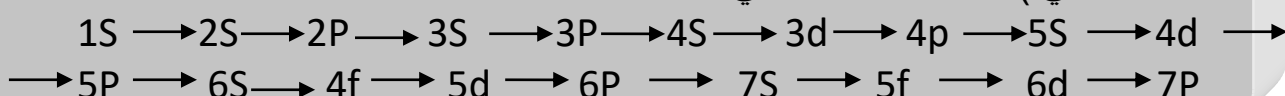
هو الترتيب للالكترونات في الوضع الاقل طاقة و الاكثر ثباتا

1- **مبدأ أوفباو :** يشغل الالكترونون الفلك الاقل في الطاقة اولاً ثم الاعلى في الطاقة و كذلك تشغل الالكترونات مستويات الطاقة الادنى اولاً

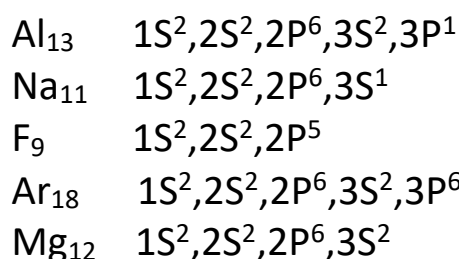
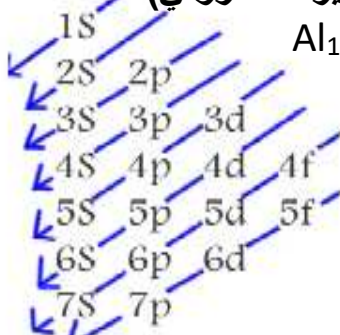
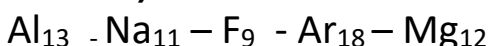
خصائص مبدأ أوفباو :

- 1- طاقة الافلاك في مستوي الطاقة الفرعي تكون جميعها متساوية (فمثلاً في مستوي الطاقة الفرعي P تكون طاقة $P_x = P_y = P_z$)
- 2- في الذرة المتعددة الالكترونات تكون طاقة المستويات الفرعية المختلفة الموجودة في نفس مستوي الطاقة الرئيسي الواحد مختلفة فمثلاً طاقة الافلاك الثلاثة في 2P اعلى من طاقة الفلك 2S
- 3- تسلسل زيادة طاقة المستويات الفرعية في المستوي الطاقة الرئيسي الواحد هو
 $S \longrightarrow P \longrightarrow d \longrightarrow f$
- 4- قد تتداخل افلاك مستويات الطاقة الفرعية لمستوي طاقة رئيسي مع افلاك مستويات طاقة فرعية اخري لمستوي طاقة رئيسي آخر كما تتداخل افلاك 4S (اقل في الطاقة) مع افلاك 3d (اعلى في الطاقة)

ملاحظة تملأ الالكترونات افلاك مستويات الطاقة الفرعية وفقاً لمبدأ أوفباو (الترميز الالكتروني) حسب الترتيب التالي:



2- مثال اكتب التوزيع الالكتروني للعناصر التالية وفقاً لمبدأ أوفباو (الترميز الالكتروني)



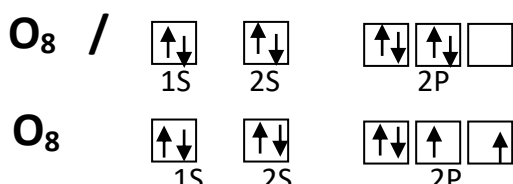
3- **مبدأ بولي :**

يشغل الفلك الذري الواحد الكترونين بحد اقصى و يكون دورانهما في اتجاهين متعاكسين

4- **قاعدة هوند (التوزيع الالكتروني بطريقة رسم مربعات الافلاك)**

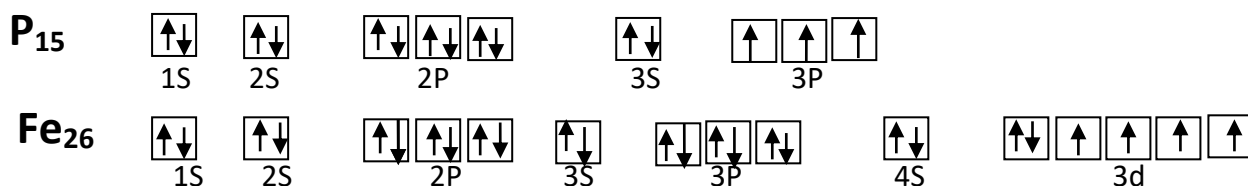
الالكترونات المفردة المتشابهة في اتجاه الدوران يجب ان تشغل الافلاك المتساوية في الطاقة قبل ان تشغل الالكترونات الاضافية في اتجاه دوران معاكس للافلاك نفسها (تشغل الالكترونات فرادي اولاً ثم تزوج)

التوزيع الالكتروني للاكسجين O_8



✗
✓

أكتب التوزيع الإلكتروني تبعا لمربعات الافلاك لكل من ^{15}P – ^{26}Fe

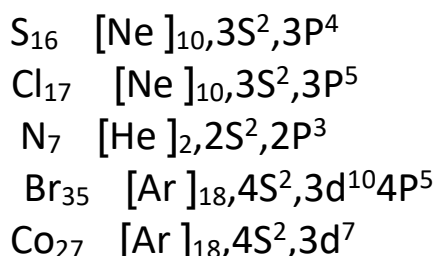
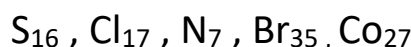


التوزيع الإلكتروني بالطريقة المختصرة (ترميز الغاز النبيل)

وفيها توزع الإلكترونات بدلالة اقرب غاز نبيل عدده الذري اقل من العدد الذري للعنصر

الدورة التي يقع فيها العنصر	الأعداد الذرية	المستويات الفرعية المتاحة	اقرب غاز نبيل
الثانية	3-10	2p , [He] ₂ , 2s	[He]
الثالثة	11 – 18	, 3p [Ne] ₁₀ , 3s	[Ne]
الرابعة	19 – 36	, 3d , 4p [Ar] ₁₈ , 4s	[Ar]
الخامسة	37 – 54	, 4d , 5p [Kr] ₃₆ , 5s	[Kr]
السادسة	55 - 86	, 5d , 6p [Xe] ₅₄ , 6s , 4f	[Xe]
السابعة	أكبر من 87	, 6d , 7p [Rn] ₈₆ , 7s, 5f	[Rn]

مثال: وزع العناصر التالية بدلالة اقرب غاز نبيل



استثناء قواعد التوزيع :

- التوزيع الإلكتروني للكروم ^{24}Cr الصحيح هو ($[\text{Ar}]_{18}, 4s^1, 3d^5$) - لكي يكون المستويين الفرعيين s, d نصف ممتلئة و تكون الذرة في حالة استقرار
- التوزيع الإلكتروني للكروم ^{29}Cu الصحيح هو ($[\text{Ar}]_{18}, 4s^1, 3d^{10}$) - لكي يكون المستوي الفرعي s نصف ممتلئة و يكون المستوى الفرعي d ممتلئاً بالإلكترونات و تكون الذرة في حالة استقرار

الالكترونات التكافؤ: وهي الالكترونات المدار الخارجي للعنصر و تحدد خواصه الكيميائية

س في المثال السابق حدد الالكترونات التكافؤ للكلور و الكبريت و النيتروجين و البروم ؟

الكلور	الكبريت	النيتروجين	البروم

التمثيل النقطي للالكترونات (تمثيل لويس)

و فيه يرسم رمز العنصر محاطا بنقاط او اكسات (X) بعدد الالكترونات

س : أكتب تمثيل لويس للعناصر في السؤال السابق ؟

الكلور	الكبريت	النيتروجين	البروم

أسئلة تدريبية

1- ثلاث عناصر (z - y - x) أعدادها الذرية (16 - 9 - 19) على الترتيب
a. اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من :
i. Z (باستعمال الترميز الإلكتروني)

ii. Y (باستعمال مربعات الأفلاك)

iii. X (باستعمال ترميز الغاز النبيل)

b. ارسم التمثيل النقطي (لويس) للعنصر z

2- الحديد رمزه Fe_{26}

1. أكتب التوزيع الإلكتروني بطريقة أقرب غاز نبيل؟

2. ما عدد الأفلاك الموجودة في ذرة الحديد؟

3. ما عدد الأفلاك الممتلئ بصورة كاملة ؟

عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي $n = 4$ ؟

3- أي ترميز إلكتروني مما يلي يصف الذرة في حالة الإثارة؟

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

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

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

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

4- أي رسوم مربعات الأفلاك التالية صحيحة للذرة في حالة الاستقرار

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

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

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

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

5- أكتب التوزيع الالكتروني بطريقة أقرب غاز نبيل ؟

1- الذهب ^{79}Au

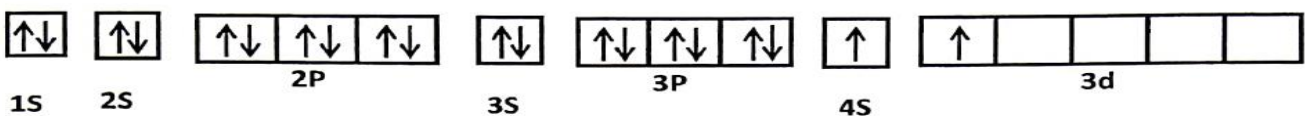
2- الفضة ^{47}Ag

3- الموليبدنيوم ^{42}Mo

6- أكمل الجدول التالي :

المطلوب	^{11}X	^{18}Y
التوزيع الالكتروني بطريق الترميز		
التوزيع الالكتروني بطريق أقرب غاز نبيل		
التوزيع الالكتروني بطريق مربعات الأفلاك		
عدد الالكترونات التكافؤ		
عدد الالكترونات المفردة		
تمثيل لويس		
نوع العنصر (فلز – لافلز)		

(أ) لاحظ التوزيع الإلكتروني التالي لفرة X. ثم أجب عن الأسئلة التي تلي :



1. في أي حالة كُتب التوزيع الإلكتروني السابق للذرة X [استقرار أم إثارة] ؟ فسر إجابتك.

--

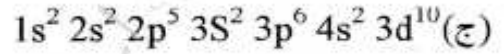
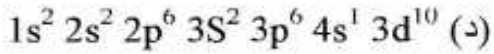
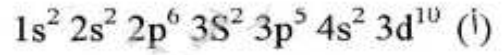
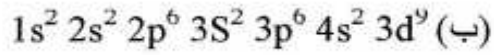
2. اكتب التوزيع الإلكتروني للأيون الأكثر استقراراً لذرة العنصر X وهي في الحالة المستقرة بطريقة الترميز الإلكتروني:

3. ارسم ترميز لويس للعنصر X في الحالة المستقرة :

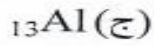
--	--

4. ما هو شكل الفلك الذري $3d_{xy}$ ؟

١. التوزيع الإلكتروني لذرة ^{29}Cu :



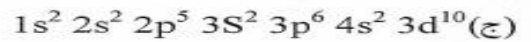
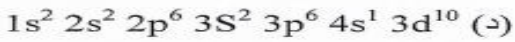
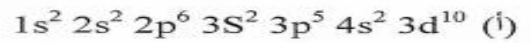
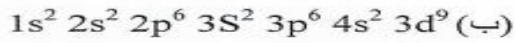
٢. الذرة التي تميل لفقد الكترونين للوصول الى حالة الاستقرار هو:



٣. الذرة التي تميل لفقد ثلاث الكترونات للوصول الى حالة الاستقرار هو:



٤. التوزيع الإلكتروني لذرة ^{29}X :



٥ - عدد الإلكترونات المنقرضة في ذرة N :

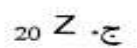
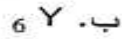
ب. 3

أ. 2

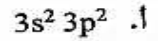
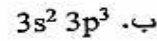
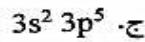
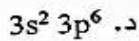
د. 5

ج. 1

٦ - العنصر الذي يميل لتكوين أيون شحنته $(2+)$:



٧. ما التوزيع الإلكتروني العام لمدار التكافؤ لأيون الفوسفور الأكثر استقراراً ، إذا كان العدد الذري للفوسفور = 15 ؟



٨. ما هو مجموع عدد البروتونات والإلكترونات في أيون $^{23}_{11}\text{Na}^+$ ؟

د. 22

ج. 10

ب. 21

أ. 11

٩. ما عدد الألكترونات التي تحتوي على إلكترون واحد على الأقل في ذرة الكلور $^{35}_{17}\text{Cl}$ ؟

د. 9

ج. 8

ب. 5

أ. 3

١٠. في الفقرات (1 - 3) أمامك ثلاثة بدائل في كل فقرة، اختر البديل غير المنسجم علمياً ثم اكتب التفسير لاختيارك:

1. فيما يتعلق بالتمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس): { 3A ، 4B ، 11E }

2. فيما يتعلق برقم المجموعة: { $\text{H}:[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^1$ ، $\text{G}:[\text{Ne}]3s^2 3p^1$ ، $\text{L}:[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^2$ }

3. فيما يتعلق بمبدأ أوفباو : { $\text{Z}:1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 4s^1$ ، $\text{Y}:1s^2 2s^2 2p^1$ ، $\text{R}:1s^1$ }

الدرس الاول : تصنيف العناصر

ترتيب العناصر وفقا للتوزيع الالكتروني

يحدد التوزيع الالكتروني الخواص الكيميائية للعنصر و يمكن ذلك من تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري و معرفة عدد الكترونات التكافؤ

الالكترونات التكافؤ: و هي الالكترونات الموجودة في مستوي الطاقة الأخير للذرة و تساهم في معرفة خواص العنصر الكيميائية و تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري

تقسيم الجدول الى فئات

1- عناصر الفئة s

- توجد في اقصى يسار الجدول الدوري
- وينتهي توزيعها الالكتروني في مستوي الطاقة الفرعي الأخير s
- وتتكون من المجموعة الاولى و التي ينتهي توزيعها الالكتروني ns^1 (الفلزات القلوية)
- و المجموعة الثانية و التي ينتهي توزيعها الالكتروني ns^2 (الفلزات القلوية الارضية)

2- عناصر الفئة p

- توجد في يمين الجدول الدوري
- وتحتوي على العناصر التي ينتهي توزيعها الالكتروني في مستوي الطاقة الفرعي الأخير p
- وتتكون من 6 مجموعات (من مجموعة 13 الي المجموعة 18) و تتكون من لافلزات و اشباه فلزات و بعض الفلزات

المجموعة 13 ينتهي توزيعها np^1	المجموعة 14 ينتهي توزيعها np^2	المجموعة 15 ينتهي توزيعها np^3
المجموعة 16 ينتهي توزيعها np^4	المجموعة 17 (الهالوجينات) np^5	المجموعة 18 (الغازات النبيلة) np^6

3- عناصر الفئة d (لها مستويان طاقة رئيسيان غير مكتملان)

- و توجد في منتصف الجدول الدوري بدا من الدورة الرابعة
- و تتكون من 10 مجموعات لان افلاك مستوي الطاقة الفرعي d خمسة افلاك تتسع لعشرة الكترونات
- و هي عناصر مستوي الطاقة الفرعي d لها غير مكتمل
- و تسمى عناصرها بالعناصر الانتقالية الرئيسية
- و يبدأ ظهورها من الدورة الرابعة الى السابعة
- و توجد عناصرها من المجموعة الثالثة الى الثانية عشر (3 - 12)

4- عناصر الفئة f (لها 3 مستويات طاقة رئيسية غير مكتملة)

- وتسمى بالفلزات الانتقالية الداخلية وتوجد اسفل الجدول الدوري و تنقسم الي الانثانيدات و اكتينيدات
- و تبدأ في الجدول من الدورة السادسة و تمتد الفئة f علي مدى 14 عمود في الجدول الدوري (المستوي الفرعي f له 7 افلاك)
- الانثانيدات يبدأ فيها ملء المستوي الفرعي $4f$
- الاكتينيدات يتم فيها ملء المستوي الفرعي $5f$

تحديد موقع عنصر في الجدول الدوري

1- رقم الدورة :

يشير اعلي رقم لمستوي طاقة رئيسي الي رقم الدورة

2- رقم المجموعة :

أ- اذا انتهى التوزيع الالكتروني في المستوي الفرعي S فان :

رقم المجموعة = عدد الالكترونات s الاخيرة

ب- اذا انتهى التوزيع الالكتروني في المستوي الفرعي p فان

رقم المجموعة = عدد الالكترونات p الاخيرة + 12 تدل علي رقم المجموعة

ج- اذا انتهى التوزيع الالكتروني في المستوي الفرعي d فان

رقم المجموعة = عدد الالكترونات d الاخيرة + 2

3- تحديد الفئة :

اخر رمز لمستوي طاقة فرعي في التوزيع الالكتروني

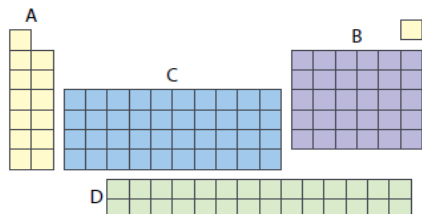
أمثلة لتحديد موضع عنصر في الجدول الدوري الحديث

س حدد موقع العناصر التالية في الجدول الدوري (الدورة - المجموعة - الفئة)؟

الاسترانشيوم Sr_{38} - الماغنسيوم Mg_{12} - الحديد Fe_{56} - الخارصين Zn_{30} - الكلور Cl_{17} -

العنصر	التوزيع الالكتروني	الفئة	رقم الدورة	رقم المجموعة
Sr_{38}	$[Kr]_{36}5S^2$	S	الخامسة	الثانية
K_{19}	$[Ar]_{18}4S^1$	S	الرابعة	الاولي
Fe_{56}	$[Ar]_{18}4S^2, 3d^6$	d	الرابعة	الثامنة
O_8	$[He]_2 2S^2, 2P^4$	P	الثانية	16
Zn_{30}	$[Ar]_{18}4S^2, 3d^{10}$	d	الرابعة	12
Cl_{17}	$[Ne]_{10}3S^2, 3P^5$	P	الثالثة	17

1 - سم كل قسم من الجدول الدوري ؟



A : B

C : D

2. حدّد فئة العناصر التي توزيع إلكترونات تكافئها على النحو الآتي:

a. s^2p^4 . b. s^1 . c. s^2d^1 . d. s^2p^1

3. حدّد المجموعة، والدورة، والفئة للعناصر الآتية:

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

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

c. $[He] 2s^2 2p^6$

d. $[Ne] 3s^2 3p^1$

4

العنصر	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم الدورة	رقم المجموعة
^{20}Ca				
^{16}S				
^{23}V				
^9F				
^{14}Si				
^{24}Cr				

5. تحدّد اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية: ثم حدّد العدد الذري؟

a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4

b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4

c. غاز نبيل في الدورة 5

d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2

e. عنصر يقع في الدورة الثانية و عدد الإلكترونات التكافؤ له 5

f. عنصر ينتهي توزيعه بالفلك $5p^3$

٦) أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري الباريوم ^{56}Ba والأكسجين ^{8}O :

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
^{8}O	رسم مربعات الأفلاك				
^{56}Ba	ترميز غاز نبيل				

٧) أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري البوتاسيوم ^{19}K والكبريت ^{16}S :

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
^{19}K	الترميز الإلكتروني				
^{16}S	ترميز غاز نبيل				

٨) أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري الليثيوم ^3Li واليود ^{53}I :

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
^3Li	ترميز إلكتروني		S		2
^{53}I	ترميز غاز نبيل		P		5

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



1. ما رقم مجموعة العنصر L ؟

.....

2. ما عدد تأكسد العنصر A ؟

.....

3. أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر E بطريقة رسم مربعات الأفلاك ؟

.....

.....

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

1. العدد الذري للعنصر:

2. التوزيع الإلكتروني للعنصر (طريقة مربعات الأفلاك).

.....

3. رقم الدورة: 4. رقم المجموعة:

5. فئة العنصر: 6. عدد الإلكترونات المنفردة:

7. عدد إلكترونات التكافؤ:



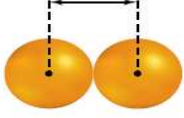
8. رمز لويس للعنصر.

١١ أكمل الجدول التالي:

المطلوب	^{16}X	^7Y
التوزيع الإلكتروني (ترميز الغاز النبيل)		
عدد إلكترونات التكافؤ		
عدد الإلكترونات المنفردة		
رقم الدورة		
رقم المجموعة		
فئة العنصر		
شحنة الأيون الذي يكونه		
نوع العنصر (فلز - لافلز - غاز نبيل)		

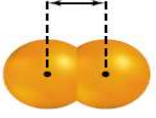
الدرس الثاني : التدرج في خواص العناصر

أولا : نصف قطر الذرة (الحجم الذري)



نصف قطر الذرة للفلزات : هو نصف المسافة بين نواتين متجاورتين

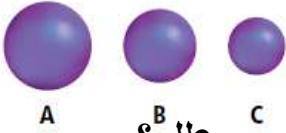
في التركيب البلوري للعنصر



نصف قطر الذري للفلزات : هو نصف المسافة بين الانوية المتطابقة

و المتحدة كيميائيا بروابط

العلاقة بين نصف قطر الذرة والدورة :



في الدورة الواحدة :

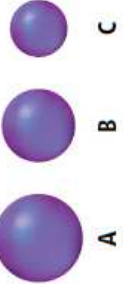
يقل نصف القطر في الدورة من اليسار الي اليمين بزيادة العدد الذري علل ؟

لان مع زياة العدد الذري تزداد شحنة الموجبة في النواة و تزداد قوة جذب النواة للالكترونات الخارجية فتقترب الالكترونات من النواة فيقل نصف قطر الذرة مع بقاء مستويات الطاقة الخارجية في الدورة ثابتة

العلاقة بين نصف قطر الذرة والمجموعة :

في المجموعة الواحدة :

بزيادة العدد الذري من اعلي الي اسفل يزداد نصف القطر الذري و ذلك بسبب



1- زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية فيزداد حجم مستوي الطاقة فتبتعد الالكترونات عن النواة

2- مستويات الطاقة المكتملة تحجب قوة جذب النواة عن الالكترونات الخارجية

س : اكمل : اكبر عنصر في الحجم الذري هو بينما اصغر عنصر هو

العلاقة بين نصف قطر الايون الموجب و نصف قطر ذرته :

علل 1: نصف قطر الايون الموجب اصغر من نصف قطر ذرته

1- عند فقد الذرة الكترون او اكثر تتحول الي ايون موجب وتزداد نسبة الشحنة الموجبة في النواة و تزداد قوة جذب النواة للالكترونات الخارجية فيقل نصف قطر الايون الموجب

2- فقد الالكترون او اكثر قد يؤدي الي نقصان مستوي طاقة رئيسي كما هو الحال في ايون الصوديوم الموجب فيقل نصف قطره عن نصف قطر ذرته

3- تقل قوى التنافر بين الالكترونات المتبقية

كلما ازدادت الشحنة الموجبة للايون قل نصف القطر

مثال نصف قطر ايون الحديد Fe^{3+} أصغر من نصف قطر ايون الحديد Fe^{2+}

العلاقة بين نصف قطر الايون السالب و نصف قطر ذرته :

علل 1: نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذرته

1- عند اكتساب الذرة الكترون او اكثر تتحول الي ايون سالب و الإلكترون المكتسب يعاني من قوة تنافر مع الالكترونات الاصلية في الذرة مما يسبب اندفاعه نحو الخارج فيزداد نصف قطر الايون السالب عن نصف قطر ذرته

علل نصف قطر ايون الصوديوم الموجب اصغر بكثير من نصف قطر ذرته



P	+11
e	-11

P	+11
e	-10

1- عند فقد الذرة الكترون او اكثر تتحول الي ايون موجب وفتزداد نسبة الشحنة الموجبة الي السالبة في الايون الموجب عن ذرة العنصر و تزداد قوة جذب النواة للالكترونات الخارجية فيقل نصف قطر الايون الموجب

2- فقد الالكترون او اكثر قد يؤدي الي نقصان مستوي طاقة رئيسي كما هو الحال في ايون الصوديوم الموجب فيقل نصف قطره عن نصف قطر ذرته

علل نصف قطر ايون الكلوريد السالب اكبر من نصف قطر ذرته ؟



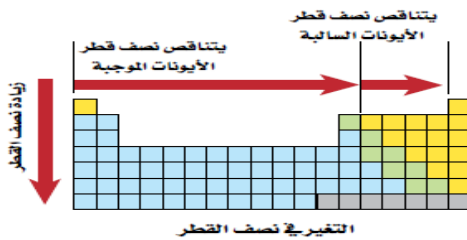
P	+17
e	-17

P	+17
e	-18

عند اكتساب الذرة إلكترون أو أكثر تتحول الي ايون سالب فتزداد نسبة الشحنة السالبة الي الموجبة في الايون السالب عن ذرة العنصر و تزداد قوة التنافر بين الالكترونات الخارجية فيزداد نصف قطر الايون السالب

تدرج نصف قطر الايون في الجدول الدوري:

في الدورة : يقل نصف قطر الايون الموجب من اليسار الي اليمين
ثم نصل الي اكبر الايونات السالبة و التي تقل من اليسار الي اليمين ايضا
حتى نصل الي اصغر ايون سالب في المجموعة 17
في المجموعة : يزداد قطر الايون الموجب و السالب من اعلى الي اسفل



طاقة التأين وهي الطاقة اللازمة لنزع الكترون واحد من ذرة في الحالة الغازية

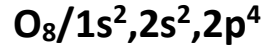
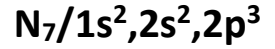
طاقة التأين الاولى : هي الطاقة اللازمة لنزع أول الكترون من الذرة لتتحول الي ايون موجب واحد

ملاحظة و تعتبر طاقة التأين مقياس الي مدي قوة تمسك نواة الذرة بالالكترونات التكافؤ فتعني كبر طاقة التأين الي قوة جذب النواة للالكترونات التكافؤ و صعوبة فقدتها الا بقدر كبير من الطاقة و العكس صحيح

علل : يستخدم الليثيوم في صناعة بطاريات الحاسوب لانخفاض طاقة تأينه و سهوله خسارة الالكترونات مما يساعد البطارية علي انتاج قدرة كهربية اكبر ملاحظة لا تميل الذرات ذات قيم طاقة تأين عالية الي تكوين الايونات الموجبة

طاقة التآين و علاقتها بالدورة

علل¹ : تزداد طاقة التآين في الدورة الواحدة من اليسار اليمين بزيادة العدد الذري بزيادة العدد الذري في الدورة الواحدة من اليسار الي اليمين يقل نصف القطر و تزداد قوة جذب النواة للالكترونات الخارجية فيصعب نزع الكترون او اكثر و يتطلب ذلك طاقة تآين عالية
علل² : طاقة تآين الاولي للنيتروجين N_7 اعلي من طاقة التآين الاولي للاكسجين O_8



لان المستوي الفرعي $2p$ في النيتروجين نصف ممتلئ و شبه مستقر ولا يريد فقد الكترونات فتكون طاقة تآين النيتروجين عالية – اما $2p$ في ذرة الاكسجين يحتوي علي اربعة الكترونات ثلاثة منها تشغل الافلاك في اتجاه واحد اما الرابع فيزدوج و تفضل ذرة الاكسجين نزع الكترون من $2p$ لكي يكون المستوي الفرعي $2p$ نصف ممتلئ و اكثر استقرارا

علل³ طاقة التآين لعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) مرتفعة جداً
لأنها تسبب في كسر نظام الالكترونات مستقر

علل⁴ : يستخدم خليط الهيليوم – الاكسجين (الهليوكس) في اسطوانات الغوص تحت الماء لان الاكسجين فقط تحت ضغط مرتفع يسبب الغثيان و الارتباك – اما الخليط يحتوي علي هيليوم وطاقة تآينه مرتفعة فلا يتفاعل مع الدم

علل⁵ : طاقة التآين الاولي للفوسفور P_{15} أكبر من طاقة التآين الاولي للكبريت S_{16}

علل⁶ : طاقة التآين الاولي للبريليوم Be_4 أكبر من طاقة التآين الاولي للبورون B_5
(استعين بالتوزيع الالكتروني)

طاقة التآين و علاقتها بالمجموعة

تقل طاقة التآين في المجموعة من أعلى الي اسفل علل ؟
لان في المجموعة من اعلي الي اسفل يزداد نصف القطر و تقل قوة جذب النواة للالكترونات الخارجية و يمكن نزع الكترون باقل طاقة تآين

طاقة التأين الثانية : وهي الطاقة التي يتطلبها انتزاع الكترون ثاني من ايون موجب احادي الشحنة لتكوين ايون موجب ثنائي الشحنة

طاقة التأين الثالثة : وهي الطاقة التي يتطلبها انتزاع الكترون ثالث من ايون موجب ثنائي الشحنة لتكوين ايون موجب ثلاثي الشحنة

- علل 5 طاقة التأين الرابعة للألومونيوم Al_{13} أكبر بكثير من طاقة التأين الثالثة
- 1- لان نصف القطر للايون ذو الشحنة الموجبة Al^{+3} اصغر من نصف القطر للايون Al^{+2} و بالتالي طاقة التأين الرابعة اكبر من طاقة التأين الثالثة
- 2- تكوين ايون الالومنيوم Al^{+4} يتطلب بفقد الكترون من مستوي طاقة رئيسي مكتمل و هذا يحتاج الي طاقة تأين عالية
- علل 6 طاقة التأين الخامسة للسيليكون Si_{14} اعلي من طاقة التأين الخامسة للفوسفور P_{15}

قاعدة الثمانية

تفقد الذرة او تكتسب أو تشارك بالالكترونات لتحصل علي ثمانية الكترونات تكافؤ في المدار الخارجي و يكون توزيعها الالكتروني مشابه للتوزيع الالكتروني لاقرب غاز نبيل

الكهروسالبية

هي قدرة ذرة العنصر على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية إليها

العلاقة بين الكهروسالبية و الدورة

تزداد الكهروسالبية في الدورة الواحدة من اليسار الي اليمين

العلاقة بين الكهروسالبية و المجموعة :

في المجموعة الواحدة تقل الكهروسالبية كلما اتجهنا الي اسفل

اعلي العناصر في الكهروسالبية **الفلور** (3.98 باولنج) يليه الاكسجين (3.44 باولنج) ثم الكلور 3.16 و النيتروجين 3.04

و الغازات النبيلة ليس لها قيم كهروسالبية – لانها خاملة لا تكون روابط كيميائية في الظروف العادية

و أقل العناصر كهروسالبية **السيوم** و **الفرانسيوم** 0.7 – 0.79

اسئلة متنوعة عن الفصل الثاني



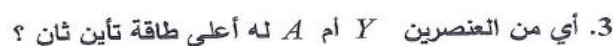
س 1- استعمل الشكل المجاور في الإجابة عن الأسئلة الآتية

1- إذا كان A تمثل ايوناً و B تمثل ذرة للعنصر نفسه فهل يكون الأيون موجباً أو سالباً؟ ولماذا؟

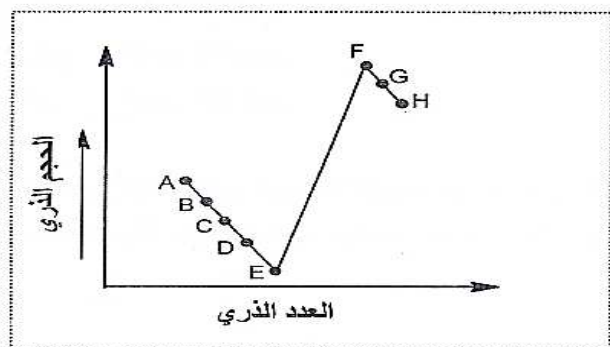
3- إذا كان A و B يمثلان نصفي قطري أيونين لعنصرين في الدورة نفسها ، فما ترتيبهما ؟ ولماذا ؟

4- إذا كان A و B يمثلان نصفي قطري أيونين لعنصرين في المجموعة نفسها ، فما ترتيبهما ؟ ولماذا ؟

حيث أن العنصر R غاز نبيل وأن العناصر من A إلى R متتابعة في العدد الذري . أجب عن الأسئلة الآتية :



4 : اعتمادا على الشكل المجاور و (المعلومات الخاصة به) والذي يمثل العلاقة بين الحجم الذري والعدد الذري لعناصر مسددة في الجدول الدوري، أجب عن الأسئلة التالية:



معلومات خاصة بالشكل المجاور

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

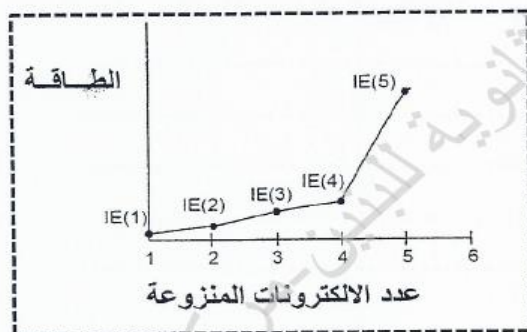
1. ما فئة العنصر E ؟

2. أكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر A بطريقة الترميز الإلكتروني؟

3. ما عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر F ؟ ولماذا ؟

4. أي من العناصر السابقة عنصرا انتقاليا؟

5. أي من العنصرين B أم D له أعلى كهروسالبية ؟



5 الشكل التخطيطي المجاور يوضح طاقات التأين الخمس اللازمة لنزع الكترونات أحد العناصر الكيميائية ، الى أي مجموعة من مجموعات الجدول الدوري ينتمي العنصر؟

- أ. المجموعة 1
- ب. المجموعة 13
- ج. المجموعة 14
- د. المجموعة 15

3. الجدول التالي يوضح طاقات التأين لعنصر يقع في الدورة الثالثة. فما العدد الذري لهذا العنصر ؟

طاقة التأين	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس
KJ/mol	1012	1896	2910	4954	6272	21270

- أ. 14
- ب. 15
- ج. 16
- د. 18

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

- أ. A, (376)
- ب. B, (496)
- ج. C, (558)
- د. D, (906)

6 . على ماذا تدل القيمة التي تحتها خط في المعادلة الآتية: $E^{2+}_{(g)} + 2744 \text{ kJ/mol} \longrightarrow E^{3+}_{(g)} + e^{-}$ ؟

7 ثلاث عناصر كيميائية افتراضية X ، Y ، Z ، توافرت المعلومات أدناه ، تأملها جيدا ثم أملأ الجدول بما يناسبه من اجابات

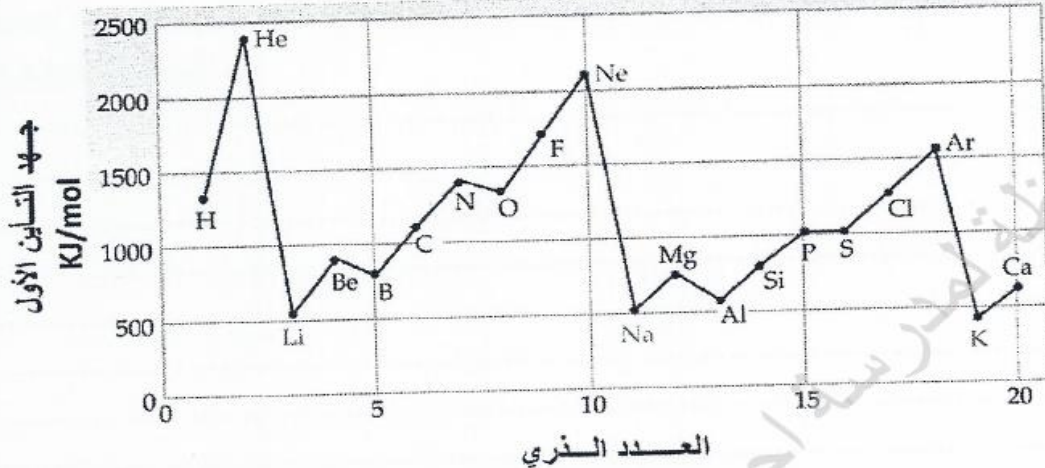
1. العنصر X: يحتوي على ثلاث مستويات رئيسية بحيث تتساوى عدد الكتروناته في المستوى الثالث مع عدد الكتروناته في المستوى الأول
2. العنصر Y: ينتهي توزيعه الالكتروني بالمستوى الفرعي $3d^6$
3. العنصر Z: توزيع الكتروناته في المدار الأخير كالاتي $3P_x^2, 3P_y^2, 3P_z^1$

الرقم	السؤال	الاجابة
١	أكتب التوزيع الالكتروني للعنصر X بطريقة الترميز الالكتروني	
٢	ما التمثيل النقطي للعنصر X وما فئته ومجموعته ؟	التمثيل النقطي الفئة المجموعة
٣	ما العدد الذري لكل من العنصر Y و Z	$-Y$ $-Z$
٤	أي العناصر (X , Y, Z) له أعلى كهروسالبية	
٥	وضح بالرسم شكل الفلك $3P_z$	
٦	أيهما أصغر حجما العنصر (X أم Z) <u>ولماذا</u>	العنصر الأصغر حجما :
		السبب:

8 : أمامك التوزيع الإلكتروني لأيون العنصر X ، لاحظها جيدا ثم أجب عن الأسئلة اتني تليه:
 $X^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8$

1. ما العدد الذري لذرة العنصر (X) ؟
2. كم عدد الإلكترونات المنفردة لأيون X^{2+} ؟
3. اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة العنصر (X) بطريقة الترميز للغاز النبيل.
4. هل يعتبر العنصر (X) عنصرا انتقاليا؟ ولماذا؟
5. ما صيغة المركب الأيوني الذي يكونه الأيون X^{2+} مع أيون الفلوريد F^- ؟

9 أمامك شكل بياني يوضح العلاقة بين العدد الذري وطاقة التأيين الأول بوحدة KJ/mol للعناصر العشرين الأولى من الجدول الدوري، تأمله جيدا ثم أكمل الجدول الذي يليه بما يناسبه من أجابات:



الرقم	السؤال	الإجابة						
١	ما التوزيع الإلكتروني لعنصر السيلكون (Si) بطريقة رسم مربعات الافلاك							
٢	ما التمثيل النقطي للعنصر النيتروجين (N)؟ وما عدد تأكسده ، ونوعه؟	<table border="1"> <tr> <th>نوع العنصر</th><th>عدد التأكسد</th><th>التمثيل النقطي:</th></tr> <tr> <td></td><td></td><td></td></tr> </table>	نوع العنصر	عدد التأكسد	التمثيل النقطي:			
نوع العنصر	عدد التأكسد	التمثيل النقطي:						
٣	أين يقع عنصر البورون (B) في الجدول الدوري (حدد الدورة والمجموعة)	<table border="1"> <tr> <th>المجموعة:</th><th>الدورة:</th></tr> <tr> <td></td><td></td></tr> </table>	المجموعة:	الدورة:				
المجموعة:	الدورة:							
٤	كم عدد البروتونات الموجودة في أيون مفرد من Ca^{2+}							
٥	أي طاقات التأيين الأولى أو الثانية أو الثالثة (E_1, E_2, E_3) أعلى لعنصر المغنسيوم Mg؟ <u>ولماذا</u> ؟	<table border="1"> <tr> <th>طاقة التأيين الأعلى:</th><th>السبب:</th></tr> <tr> <td></td><td></td></tr> </table>	طاقة التأيين الأعلى:	السبب:				
طاقة التأيين الأعلى:	السبب:							
٦	يتضح من الرسم أعلاه تدرج طاقة التأيين الأولى للغازات (He, Ne, Ar) ، فكيف يتدرج الحجم الذري لهم؟ مع <u>التفسير</u>	<table border="1"> <tr> <th>الحجم الذري (يقبل /يزيد /يظل ثابتا) ابتداء من He الى Ar:</th><th>السبب:</th></tr> <tr> <td></td><td></td></tr> </table>	الحجم الذري (يقبل /يزيد /يظل ثابتا) ابتداء من He الى Ar:	السبب:				
الحجم الذري (يقبل /يزيد /يظل ثابتا) ابتداء من He الى Ar:	السبب:							

10 : اعتماداً على مواقع العناصر في نموذج الجدول الدوري الآتي أجب عن الأسئلة التي تليه:

[illegible]

1	عنصر ينتمي الى الهالوجينات
2	ما العدد الذري للعنصر الذي يشبه في خواصه الكيميائية العنصر M
3	أي العنصرين (A ام D) له اعلى طاقة تأين أولى
4	ما الفئة التي ينتمي اليها العنصر L
5	حدد اسم المجموعة التي ينتمي اليها العنصر B
6	ما رمز العنصر الذي درسه بور في نموذج ليضع نظريته الذرية
7	ما العدد الذري لعنصر يقع في الدورة الرابعة و المجموعة الثامنة
8	أي العناصر التالية له اكبر نصف قطر ذري (E, D ,A)
9	حدد عنصرا ينتمي الى الفئة d
10	فلز قلوي أرضي
11	غاز نبيل
12	أعلي عنصر كهروسالبية
13	أعلى العناصر طاقة تأين ثانية
14	عنصر يفقد الالكترون واحد ويصبح توزيعه الالكتروني مشابه للعنصر C
15	أعلى العناصر طاقة تأين اولى
16	أكتب الالكتروني الأخير (مستوى الطاقة الخارجي) للعنصر H
17	ما عدد الالكترونات التكافؤ للعنصر M
18	مداره الفرعي p نصف ممتلئ
19	عنصر شحنة ايونه (-2)
20	عنصر ينتهي توزيعه $3S^2 3P^5$

الدرس الاول : الروابط الايونية و المركبات الايونية

س: لماذا تتفاعل ذرات العناصر لتكون مركبات ؟
و ذلك لإكمال مدارها الخارجي ويكون توزيعها الالكتروني مشابه لأقرب غاز نبيل
س و كيف يحدث ذلك ؟
يحدث ذلك

- 1- بفقد و اكتساب الالكترونات وتكوين الايون الموجب والسالب لعمل رابطة ايونية و تكوين مركب ايوني
- 2- بالمشاركة بالالكترونات و عمل رابطة تساهمية و تكوين مركب تساهمي

خطوات تكوين الرابطة الايونية:

1- تكوين الايون الموجب (الكاتيون):

يتكون بفقد الالكترون او اكثر من ذرة فلز ليكون توزيعها الالكتروني مشابه للتوزيع الالكتروني لأقرب غاز نبيل يسبقه في الجدول الدوري



هل تعلم

1- أن الذرة متعادلة كهربيا - لان عدد البروتونات = عدد الالكترونات

2- يحتاج انتزاع الكترون من ذرة متعادلة الي امتصاص طاقة

الطاقة المصاحبة لتكوين الايون الموجب تكون طاقة ممتصة
علل : فلزات المجموعة الاولى و الثانية هي الاكثر نشاطا في الجدول الدوري
لسهولة فقد الالكترونات التكافؤ من مدارها الخارجي

أيونات الفلزات الانتقالية :

مستوي الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 و عادة ما تفقد الالكترونات التكافؤ من ns^2 و تعطي ايون $+2$ في اغلب مركباتها و لكن من الصعب التنبؤ بعدد الالكترونات التي يمكن فقدها لإمكانية فقد الكترونات من مستوي الطاقة الفرعي d لتعطي ايونات اكثر من $+2$

مثال الحديد ايوناته ($\text{Fe}^{+2} - \text{Fe}^{+3}$)

التوزيع الالكتروني الشبيه بالتوزيع الالكتروني للغاز النبيل

ينتج عند فقد الكترونين من المستوي الفرعي 4s ليكون مستوي طاقة خارجي ذو مستوي فرعية مملوء s,p,d



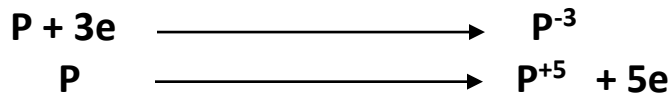
2- تكوين الايون السالب (الانيون)

ينتج نتيجة اكتساب ذرة لافلز لالكترون او اكثر لنحصل علي توزيع الكترون مشابه لأقرب غاز نبيل



الطاقة المصاحبة لتكوين الايون السالب تكون طاقة منطلقة (طاقة طاردة)

تفقد او تكتسب بعض ذرات عناصر اللافلزات اعداد من الالكترونات للوصول الي حالة الثمانية



تكوين الروابط الايونية

الرابعة الايونية :

هي قوة تجاذب كهرواستاتيكية تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الايونية

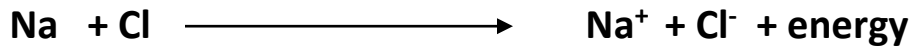
المركب الايوني : هو المركب يحتوي علي روابط ايونية

و في المركب الايوني الشحنة الكلية للمركب يجب ان تكون صفر و بمعرفة عدد الالكترونات المفقودة و

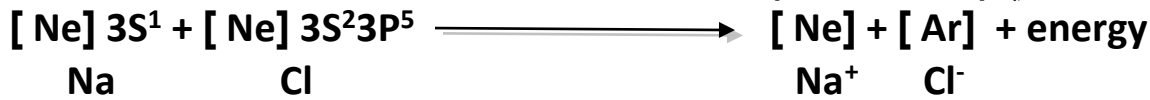
المكتسبة لكل ذرة يمكن معرفة عدد الذرات المشاركة

تكوين كلوريد الصوديوم

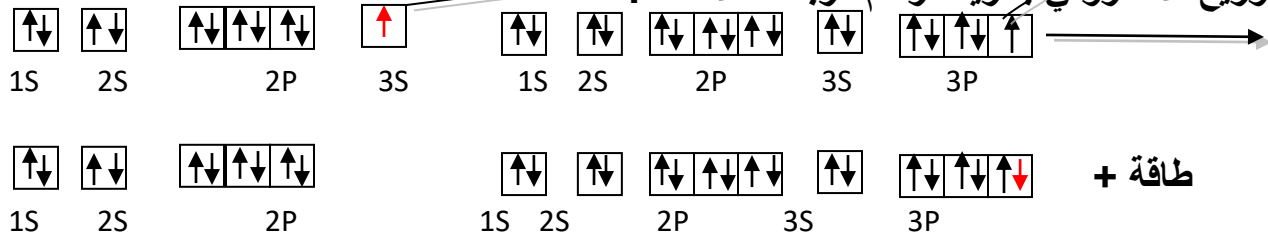
1- المعادلة الالكترونية :



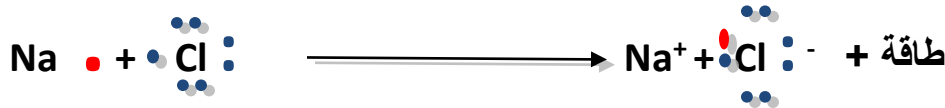
2- التوزيع الالكتروني (اقرب غاز نبيل):



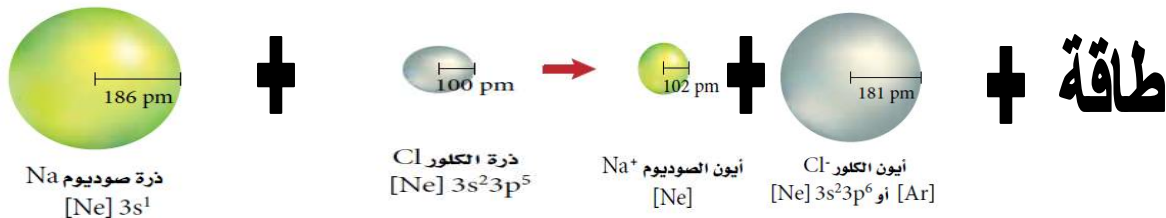
3- التوزيع الالكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك :



4- التمثيل النقطي



5- النماذج الذرية :



خواص المركبات الايونية:

في بلورة كلوريد الصوديوم المسافات ثابتة بين الايونات و تترتب في نمط منظم رغم ان حجم الايونات غير متساوي و يكون كل ايون كلوريد محاط بستة ايونات صوديوم و كل ايون صوديوم محاط بستة ايونات كلوريد و تكون البلورة مكعبة الشكل (النسبة بين ايونات الصوديوم الي ايونات الكلوريد 1:1) و تتكون البلورة نتيجة قوة الجذب الكبيرة بين الايونات الموجبة و الايونات السالبة

البلورة : هي ترتيب هندسي ثلاثي الابعاد للجسيمات

علل : تختلف البلورات الايونية في شكلها

بسبب الاختلاف في حجم الايونات و اعداد الايونات المترابطة

الخواص الفيزيائية

1- لها درجات انصهار و غليان مرتفعة

2- محاليلها و مصاهيرها توصل التيار الكهربى لوجود الايونات حرة الحركة أما في الحالة الصلبة

فتكون الايونات مقيدة بقوة جذب كبيرة فلا توصل التيار الكهربى

3- تتميز البلورات الايونية بالقوة و الصلابة و الهشاشة (علل ؟)

بسبب قوة التجاذب التي تحافظ علي الايونات في اماكنها - اما اذا اثرت قوة خارجية في ايونات

البلورة و يكون لها القدرة علي التغلب علي قوة التجاذب بين الايونات فان البلورة تتفتت الي اجزاء

صغيرة و هذا ناتج عن ان القوة الخارجية تحرك الايونات المتشابهة بعضها مقابل بعض مما يجعل

قوة التنافر تفتت البلورة الي اجزاء صغيرة

4- علل : لبعض البلورات اللون زاهية (احجار كريمة)

بسبب وجود البعض من الفلزات الانتقالية داخل الشبكة البلورية

الالكتروليت : هو مركب ايوني محلوله يوصل التيار الكهربى

ملاحظات

1- تصنف المعادن حسب لون البلورة و شكلها و صلابتها و خواصها الكيميائية و المغناطيسية و

الكهربية و يمكن ان نعرفها من خلال انواع الايونات السالبة الموجودة بها

2- ساعدت عدة اكتشافات متتالية العلماء علي فهم خواص المركبات الايونية و الفلزية مما ادي الي

تصنيع ادوات و مواد جديدة

3- قام علماء المعادن بتطوير سبائك تعمل تحت درجات حرارة و ضغط مرتفعين و قوة طرد مركزية

عالية و قد تم استخدام هذه السبائك في تصنيع محركات الطائرات النفاثة و المركبات الفضائية

4- سبيكة النيكل و التيتانيوم لها ذاكرة الشكل اي ان لها القدرة علي استعادة شكلها الاصلي بعد

تشكيلها و لذلك تستخدم في تقويم الاسنان

5- طور العلماء سبيكة من النيكل و الجادولينيوم لها القدرة علي امتصاص النيوترونات المنبعثة من

المخلفات النووية و تستخدم عند نقل الوقود النووي شديد الاشعاع

الطاقة و الروابط الايونية

في التفاعل الكيميائي قد يحدث امتصاص طاقة (تفاعل ماص للحرارة) او انطلاق طاقة (تفاعل طارد للحرارة)
و عند تكون المركب الايوني ينطلق طاقة و يتكون نظام اكثر استقرارا طاقته اقل من طاقة الايونات المنفردة فاذا امتص
المركب الايوني مقدار الطاقة نفسه الذي تم انطلاقه خلال تكون الرابطة ينكسر الروابط التي تربط بين الايونات الموجبة و
السالبة

طاقة البلورة : هي الطاقة اللازمة لفصل ايونات 1 مول من المركب الايوني
كلما ازدادت قوة التجاذب بين الايونات ازدادت طاقة البلورة وتزداد قوة التجاذب بزيادة
شحنة الايون وحجم الايون

اسئلة للمراجعة

1- اكمل الجدول التالي (هام جدا)

المفهوم العلمي	التعريف
الرابطة الايونية	
طاقة الرابطة	
الالكتروليت	
طاقة البلورة	
البلورة	
الانيون (الايون السالب)	
الكاتيون (الايون الموجب)	

2- أكتب التفسير العلمي ؟

❖ محاليل ومصاهير المركبات الايونية توصل الكهرباء بينما في الحالة الصلبة لا توصل الكهرباء

❖ المركبات الايونية لها درجة انصهار و غليان مرتفعة

❖ طاقة البلورة مركب $MgCl_2$ أكبر من طاقة البلورة المركب $NaCl$ (^{11}Na , ^{12}Mg)

تفتت البلورة عند التأثير عليها بقوة خارجية.

3- باستعمال التمثيل النقطي (رموز لويس) اشرح كيف تتكون الرابطة بين الصوديوم ^{11}Na والأكسجين ^8O مع ذكر نوع الرابطة - وتوضيح عملية انتقال الالكترونات ، وتحديد الايونات الموجبة والسالبة ؟ وصيغة المركب الناتج؟

4- باستعمال النماذج الذرية اشرح كيف تتكون الرابطة بين ^{12}X و ^9Y مع ذكر نوع الرابطة ؟ و بالمعادلة الكيميائية مرة أخرى ؟

5- اشرح كيف يتكون المركب الأيوني من عناصره (الصوديوم ^{11}Na و النيتروجين ^7N) ؟ (أقرب غاز نبيل)

6- أشرح بطريقة رسم مربعات الأفلاك كيف تتكون رابطة بين الليثيوم ^3Li مع الفلور ^9F ؟ مع ذكر نوع الرابطة؟

7 (أ) أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري البوتاسيوم ${}_{19}K$ والكبريت ${}_{16}S$:

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
${}_{19}K$	الترميز الإلكتروني				
${}_{16}S$	ترميز غاز نبيل				

(ب) اشرح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من البوتاسيوم والكبريت لتكوين المركب الأيوني K_2S ، باستخدام طريقة رموز لويس، موضحا عملية انتقال الإلكترونات والأيونات المتكونة.

8 : يتحد عنصر الألومنيوم (Al) مع عنصر الفلور (F) لتكوين مركب كيميائي ، فإذا كانت الاعداد الذرية لكل من منهما على الترتيب هي (13 و 9) ، اشرح باستخدام رسم مربعات الأفلاك كيف تكونت الرابطة بينهما مع توضيح كل من : عملية انتقال الإلكترونات ، الأيونات المتكونة ، صيغة المركب المتكون ، نوع الرابطة المتكونة

9 أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري الليثيوم ${}_{3}Li$ واليود ${}_{53}I$:

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
${}_{3}Li$	ترميز إلكتروني		S		2
${}_{53}I$	ترميز غاز نبيل		P		5

ثانياً اشرح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من الليثيوم واليود لتكوين المركب الأيوني ، باستخدام طريقة رموز لويس، موضحاً عملية إنتقال الإلكترونات والأيونات المتكونة.

أولاً: أكمل الجدول التالي بالبيانات الصحيحة لعنصري الكالسيوم ${}_{20}Ca$ والفلور ${}_9F$:

العنصر	طريقة الترميز	التوزيع الإلكتروني	الفئة	رقم المجموعة	رقم الدورة
${}_{20}Ca$	ترميز إلكتروني				
${}_9F$	ترميز غاز نبيل				

ثانياً: اشرح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين كل من الكالسيوم والفلور لتكوين المركب الأيوني CaF_2 ، باستخدام طريقة رموز لويس، موضحاً عملية إنتقال الإلكترونات والأيونات المتكونة.



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

- 1- التمثيل النقطي (رموز لويس) للعنصر الأول. (x)
- 2- التمثيل النقطي (رموز لويس) للعنصر الثاني. (y)
- 3- تكون الرابطة موضحاً شحنة الأيونات ومحددًا نوع الرابطة - و عملية انتقال الإلكترونات - وصيغة المركب

١٢ وضح باستخدام التمثيل النقطي (تمثيل لويس) كيف يتكوّن المركب الناتج عن اتحاد عنصري الصوديوم (Na) و الأكسجين (O)، مبينا عملية انتقال الإلكترونات و الأيونات المتكوّنة .

- 2- اكتب الصيغة الكيميائية للمركب الناتج:
- 3- ما اسم الرابطة (الروابط) التي تكونت؟

١٣ كبريتيد البوتاسيوم هو مركب أيوني عديم اللون ويتميز بحساسيته العالية للرطوبة ، تكون هذا المركب نتيجة ارتباط عنصري الكبريت S عدده الذري (16) ، والبوتاسيوم K عدده الذري (19)، اشرح باستخدام رموز لويس كيف تكونت الرابطة بينهما مع توضيح كل من : عملية انتقال الإلكترونات ، الأيونات المتكوّنة ، صيغة المركب المتكوّن الكيميائية ، نوع الرابطة المتكوّنة

- ٢ اضع علامة (√) أمام العبارة الصحيحة وعلامة (×) أمام العبارة الخاطئة فيما يلي:
1. () تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء .
 2. () عدد الإلكترونات الكلي ضمن مستوى الطاقة الثالث يساوي 9 إلكترونات.
 3. () يمتلك المركب $MgCl_2$ طاقة بلورة أكبر مما يمتلكها المركب $NaCl$.

أختر الإجابة الصحيحة

اتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم $NaCl$ الآتية بقوة روابطه الأيونية ماعدا:

- أ. صلابة البلورة
ب. ارتفاع درجة الغليان
ج. ارتفاع درجة الانصهار
د. انخفاض القابلية للذوبان

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

- أ. $BaCl_2$ ب. Mg_3N_2 ج. $NaBr$ د. LiF
- ٣ أي المركبات الأيونية الآتية له أكبر طاقة بلورة ؟

- أ. NaF ب. $NaBr$ ج. $NaCl$ د. NaI

٢ . جميع ما يلي من خواص المركبات الايونية ما عدا

- (أ) تتواجد على شكل بلورات
(ب) الصلابة
(ج) محاليلها موصلة للتيار الكهربائي
(د) درجة غليانها منخفضة

الدرس الثاني: الروابط الفلزية و خواص الفلزات

تكون الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية الايونية و في هذه الحالة تكون كل ذرة عنصر محاطة ب 8 الي 12 ذرة اخري

نموذج سحابة الالكترونات

و يقصد به تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلزات بعضها ببعض و تكوين بحر من الكترونات التكافؤ (تكون حرة الحركة)

الرابطة الفلزية :

هي قوة التجاذب بين الايونات الموجبة للفلزات و الالكترونات الحرة (سحابة الالكترونات التكافؤ) في الشبكة الفلزية

س علل تعرف الالكترونات الفلزات بالالكترونات الحرة لانها يمكنها الانتقال بسهولة من ذرة الي اخري

خواص الفلزات:

1. ارتفاع درجة الإنصهار والغليان
2. قابلية للطرق والسحب
3. جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء
4. معظمها صلب وقوى
5. لها بريق ولمعان معدني
6. تكون ايونات موجبة بفقدائها الالكترونات

ملاحظات هامة

1- استخدام الزئبق في الترمومترات واجهزة الضغط الجوي.
لأنه سائل في درجة حرارة الغرفة

2- استخدام التنجستين W في صناعة فتيل المصباح و بعض اجزاء من سفن الفضاء .
لارتفاع درجة انصهاره 34220

3- درجة انصهار الفلزات ليست مرتفعة جدا مثل درجة غليانها
لان الايونات الموجبة والالكترونات الحرة ليست في حاجة الي طاقة عالية لتجعلها تتحرك من فوق بعضها عند الانصهار اما عند الغليان فيجب فصل الايونات الموجبة عن الالكترونات الحرة مما يحتاج الي طاقة عالية جدا

4- الفلزات جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.
لوجود الالكترونات حرة الحركة التي تنتقل بسهولة من مكان لآخر بسهولة.

5- الفلزات لها بريق ولمعان معدني .
لأن الالكترونات الحرة تمتص الضوء ثم تعكسه في شكل فوتونات (اللمعان والبريق)

6- تميز الفلزات الانتقالية بالقوة والصلابة .

لأن الرابطة الفلزية تعتمد على إلكترونات S بالمشاركة مع إلكترونات المستوى d التي يسهل تحريرها فتزيد من عدد الإلكترونات السحابة الالكترونية الفلزية مما يزيد من قوة الرابطة الفلزية

7- ليونة الفلزات القلوية .

لأن الرابطة الفلزية تعتمد على إلكترونات S (إلكترون واحد فقط) و بالتالي قلة عدد الإلكترونات الحرة في السحابة الالكترونية في الرابطة الفلزية (رابطة ضعيفة) .

السبائك الفلزية: خليط من عناصر ذات الخواص فريدة .

خواص السبائك:

1. تختلف خواص السبائك قليلا عن خواص مكوناتها
2. تتفاوت خواص بعض السبائك و تتغير باختلاف طرائق تصنيعها

أمثلة للسبائك:

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	Fe – Co- Ni – Al	المغناطيسيات
البراس (النحاس الأصفر	Cu – Zn	السبائك – الأدوات العامة – الإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	Cu – Zn	الأجراس والميداليات
الحديد الصلب	Fe – C	القوالب
الذهب عيار 10 قاريط	Au – Ag – Cu	المجوهرات
حبيبات الرصاص	Pb - As	الطلقات النارية
الببوتر	Sn – Sb - Pb	أدوات المائدة
الفولاذ	Fe – Cr - Ni	المغاسل والأدوات
فضة النقود	Ag – Cu	أدوات المائدة والحلى
التيتانيوم	Al - V	أجزاء من الدرجات الهوائية

أسئلة اختبارات سابقة عن الرابطة الفلزية

اختر الإجابة الصحيحة

- ١ حدد الخاصية التي لا تنطبق على الفلزات الانتقالية من بين الخاصيات التالية.
- أ- قابلية للطرق و السحب
ب- موصلة جيدة للكهرباء
ج- كثافتها مرتفعة
د- درجة انصهارها منخفضة
- ٢ البرونز سبيكة متكونة من :
- أ. Fe-C
ب. Cu-Ag
ج. Zn-Sn-Cu
د. Fe-Ni-Cr
- ٣ ماهي قوى التجاذب التي تتكوّن منها الرابطة الفلزية ؟
- أ. قوى التجاذب بين كاتيونات الفلزات فقط
ب. قوى التجاذب الكهروستاتيكية بين الأيونات
ج. قوى التجاذب بين الأنيونات والإلكترونات حرة الحركة
د. قوى التجاذب بين كاتيونات الفلزات والإلكترونات حرة الحركة
- ٤ فسر ما يلي تفسيراً علمياً:
1. يستخدم الذهب في صناعة الحلي والموصلات الكهربائية في الأجهزة الإلكترونية .

٢. تكون الروابط الفلزية في العناصر الانتقالية أقوى من الفلزات القلوية.

٣. يعتبر توصيل الحرارة والكهرباء من خواص الفلزات.

٤. - تمتاز الفلزات بالبريق واللمعان.

٥. الألومنيوم ^{13}Al أكثر صلابة ودرجة انصهاره أعلى من الصوديوم ^{11}Na بالرغم من كونهما فلزان ؟

الدرس الاول : الرابطة التساهمية

الرابطة التساهمية

هي الرابطة التي تنتج من المشاركة بالكترونات التكافؤ بين ذرات اللافلزات . (بين الذرات المتجاورة في الجدول الدوري) لكي تصل بالذرة الي التوزيع الالكتروني المشابهة للتوزيع الالكتروني لأقرب غاز نبيل

الجزئ : يتكون عندما ترتبط ذرتين أو أكثر بروابط تساهمية

خطوات تكوين الرابطة التساهمية :

1- تقترب الذرتين من بعضهما تحت تأثير قوى تتولد قوة تنافر :

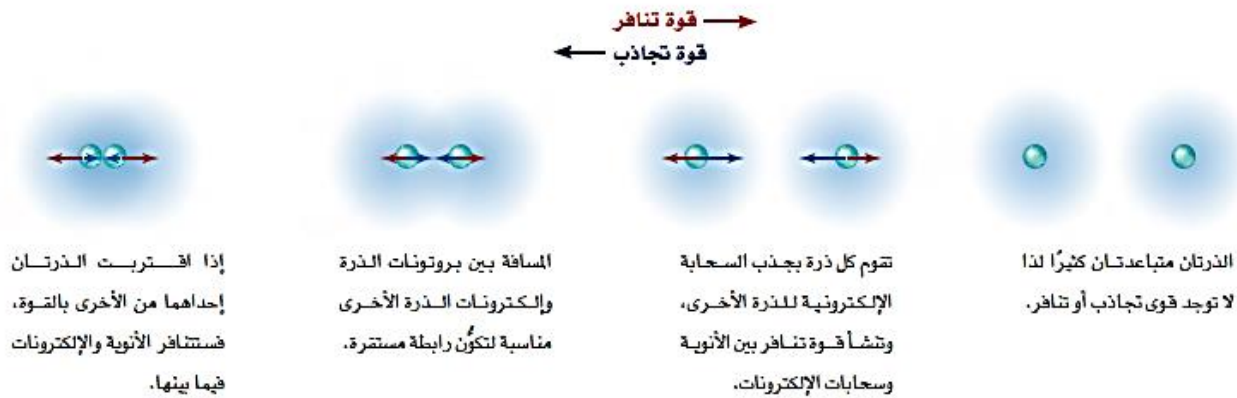
ا- بين الالكترونات الذرتين

ب- بين البروتونات الذرتين

2- كما تتولد قوى تجاذب بين البروتونات احد الذرتين مع الالكترونات الذرة الاخرى

3- كلما اقتربت الذرتين من بعض تزداد قوة التجاذب و تقل قوة التنافر إلي ان تصل إلي نقطة تكون محصلة القوة التجاذب أكبر من قوة المحصلة التنافر و عندئذ تتكون الرابطة التساهمية

4- عندما تقترب الذرتين أكثر تتغلب قوة التنافر على قوة التجاذب

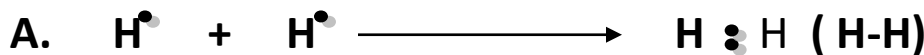


أنواع الروابط التساهمية

1- الرابطة التساهمية الأحادية :

تتكون الرابطة الأحادية عندما تشترك الذرتين في زوج واحد من الالكترونات

تركيب لويس و يستخدم فيه التمثيل النقطي للالكترونات للتعبير عن ترتيب الالكترونات في الجزئ حيث يمثل كل خط أو زوج من الالكترونات العمودية أو الجانبية رابطة تساهمية واحدة



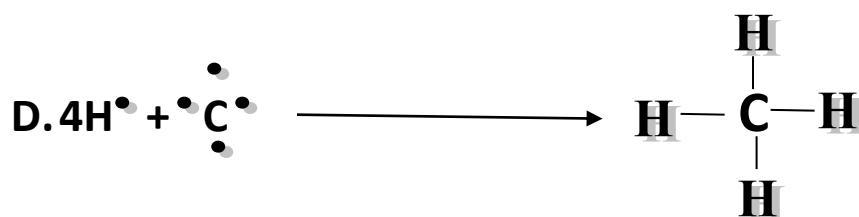
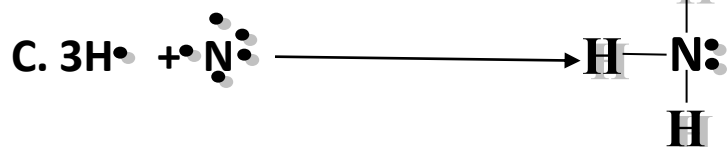
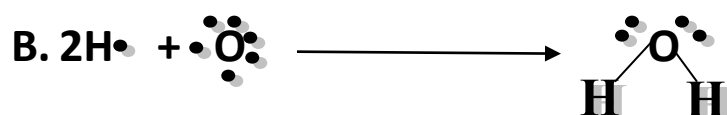
ويشار إلي زوج الالكترونات المشتركة باسم زوج الالكترونات الرابطة

المجموعات و الروابط التساهمية الأحادية

المجموعة 14	المجموعة 15	المجموعة 16	المجموعة 17
تكون 4 روابط تساهمية أحادية	تكون 3 روابط تساهمية أحادية	تكون رابطتين تساهميتين أحاديتين	تكون رابطة تساهمية أحادية واحدة
تكون 4 روابط تساهمية أحادية لأن عناصر المجموعة 14 تحتوي على 4 الكترونات تكافؤ و تحتاج الي الكترون واحد لتصل الي حالة الثمانيات	تكون 3 روابط تساهمية أحادية لأن عناصر المجموعة 15 تحتوي على 5 الكترونات تكافؤ و تحتاج الي 3 الكترونات لتصل الي حالة الثمانيات	تكون رابطتين تساهميتين أحاديتين لأن عناصر المجموعة 16 تحتوي على 6 الكترونات تكافؤ و تحتاج الي الكترونين لتصل الي حالة الثمانيات	تكون رابطة تساهمية أحادية واحدة لأن عناصر المجموعة 17 تحتوي على 7 الكترونات تكافؤ و تحتاج الي الكترون واحد لتصل الي حالة الثمانيات

تبعاً لطريقة التداخل بين الأفلاك	تبعاً لعدد الإلكترونات المشاركة	تبعاً لنوع العناصر المرتبطة (الفرق في الكهروساكنية)
1- سيجما σ 2- باي π	1- أحادية (كل ذرة تشارك بالكترون واحد) 2- ثنائية (كل ذرة تشارك بالكترونين) 3- ثلاثية (كل ذرة تشارك بثلاث الكترونات)	1- تساهمية نقية 2- تساهمية قطبية

أمثلة للروابط التساهمية الاحادية



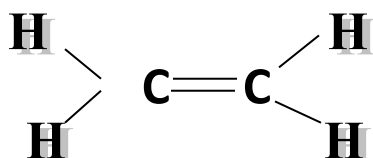
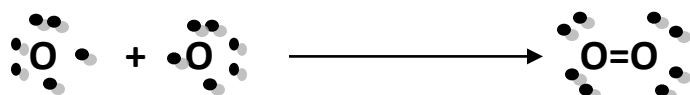
الرابطية سيجما (σ):

تسمى الرابطية التساهمية الأحادية بالرابطية سيجما و هي تنتج عندما يقع زوج الالكترونات المكون للرابطية في المنتصف بين الذرتين و عندما تتشارك الذرتين فان أفلاك التكافؤ تتداخل حيث تزداد الكثافة الالكترونية في فلك الربط بين الذرتين - و تتكون الرابطية سيجما من تتداخل فلك s مع فلك s آخر او فلك s مع فلك p او فلك p مع فلك p

الروابط التساهمية المتعددة

1- الروابط التساهمية الثنائية

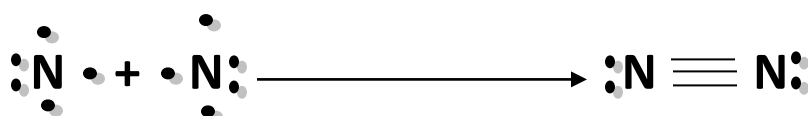
و تنتج عندما تشارك كل ذرة بالالكترونين في الرابطية التساهمية و تكون احداها سيجما (σ) و الاخرى باي (π)
 الرابطية باي (π): و تنتج من تتداخل الأفلاك المتوازية و تشترك بالالكترونات - و هي رابطية اضعف من الرابطية سيجما



وفي جزئ الايثين C_2H_4

2- الرابطية التساهمية الثلاثية

تنتج عندما تشارك كل ذرة بثلاثة الالكترونات في الرابطية التساهمية و تكون احداهم سيجما (σ) و الاخرتان باي (π) (واحدة سيجما σ و اثنتين π)



قوة الرابطية التساهمية:

و تعتمد علي المسافة بين النواتين (طول الرابطية)
طول الرابطية

المسافة بين مركزى نواتى الذرتين المترابطتين أو هي المسافة بين الأنوية عند أكبر قوة تجاذب .

ملاحظات

- 1- كلما قصر طول الرابطية زادت قوة الرابطية
- 2- كلما ازداد عدد الالكترونات المشتركة في تكوين الرابطية قصوت الرابطية (الرابطية الأحادية أطول الروابط لذلك هي اضعف الروابط

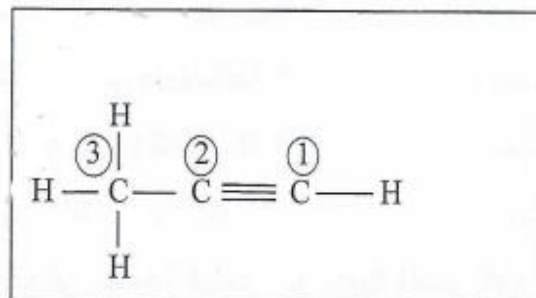
وجه المقارنة	الرابطة الثلاثية	الرابطة الثنائية	الرابطة الأحادية
عدد الإلكترونات المشاركة للذرة	3	2	1
طول الرابطة	الأقصر	أطول	الأطول
قوة الرابطة	الأقوى	أقل قوة	الأضعف
طاقة تفكك الرابطة	الأعلى	أقل	الأقل

طاقة تفكك الرابطة: هي الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة تساهمية معينة وتكون مقدار موجب .
الطاقة الكيميائية الكامنة : هي مجموع طاقات تفكك الروابط في الجزيء .

سؤال : - ما هي العلاقة بين طول الرابطة و قوة الرابطة (قيمة طاقة تفكك الرابطة) ؟
كلما ازداد طول الرابطة كلما قلت قوة الرابطة (علاقة عكسية)

التفاعل الماص للحرارة	التفاعل الطارد للحرارة
يحدث عندما تكون الطاقة المنطلقة (المنبعثة) أثناء تكوين الروابط في النواتج (أصغر) من الطاقة الممتصة (المطلوبة) لتفكيك روابط المتفاعلات	يحدث عندما تكون الطاقة المنطلقة (المنبعثة) أثناء تكوين الروابط في النواتج (أكبر) من الطاقة الممتصة (المطلوبة) لتفكيك روابط المتفاعلات مثل إحتراق الفحم في الأكسجين

مسائل تدريبية



في المركب التالي :

س

- 1- ما عدد روابط σ في المركب
- 2- ما عدد روابط π في المركب
- 3- أيهما أقصر الرابطة بين ذرتي الكربون (1,2) أم بين ذرتي الكربون (2,3) مع ذكر السبب

3 إذا كان لديك الجزيئات الآتية ($\text{H}-\text{C}(\text{H})_3-\text{O}-\text{H}$ ، $\text{C}\equiv\text{O}$ ، $\text{O}=\text{C}=\text{O}$) :

1. أي الجزيئات تكون الرابطة بين الكربون والأكسجين هي الأضعف؟
2. أي الجزيئات تكون فيها الرابطة أقوى؟
3. ما عدد روابط π في جزيء CO_2 ؟

المركب الأول	المركب الثاني
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

3 لاحظ المركبين المجاورين ثم أجب عن الأسئلة التالية:

1. توقع الطاقة النسبية لتفكك الرابطة التساهمية لكل نوع من أنواع الروابط التساهمية في كل مركب؟

2. إذا علمت أن طاقة التفكك للرابطة $\text{C}\equiv\text{C}$ ، $\text{C}=\text{C}$ ، $\text{C}-\text{H}$ على الترتيب تساوي (839 ، 614 ، 416) كيلوجول/مول . ما قيمة الطاقة التي نحتاجها لتفكيك كل مركب؟

4

5 قد درست أن الروابط التساهمية الأحادية و الثنائية و الثلاثية تحتوي على فلك مهجن واحد. لاحظ المركب التساهمي المقابل ثم أجب عن السؤالين.



- 1- كم رابطة تساهمية سيجما σ و كم رابطة π في المركب؟
- 2- ما هو نوع تهجين ذرة الكربون؟

س6. اختر الإجابة الصحيحة

الرابطة	طاقة تفكك الرابطة
C-H	416 KJ/mol
C-C	348 KJ/mol
$\text{C}\equiv\text{C}$	839 KJ/mol

س7. بالاعتماد على الجدول المقابل ، ما قيمة الطاقة اللازمة لتفكيك جزيء $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ إلى ذرات منفردة؟

- أ. 832 KJ/mol ب. 1255 KJ/mol ج. 1603 KJ/mol د. 1617 KJ/mol

٦ ما عدد روابط باي في جزيء النيتروجين N_2 (العدد الذري -7)؟

1. a 2. b 3. c 4. d

٧ ما نوع الذرات التي تكون روابط تساهمية بشكل عام؟

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

٨ كم عدد الإلكترونات التي تكون الرابطة التساهمية الثنائية؟

1. أ 2. ب 3. ج 4. د

٩ - ما نوع الرابطة التساهمية في جزيء النيتروجين ثنائي الذرة؟

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

١٠ عدد أزواج الإلكترونات التي تشترك في تكوين الرابطة التساهمية الثلاثية:

- أ- أربعة ب- ثلاثة ج- اثنان د- واحد

طاقة تفكك الرابطة	الجزيء
159 KJ/mol	F-F
498 KJ/mol	O=O

١١ . بالاعتماد على الجدول المقابل ، كم تساوي طاقة تفكك الرابطة للجزيء $N \equiv N$ ؟

- أ. 945 KJ/mol ب. 101 KJ/mol ج. 63 KJ/mol د. 237 KJ/mol

١٢. أكتب التفسير العلمي :-

-الرابطة الأحادية للفلور F_2 أضعف من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2

الدرس الثاني : التراكيب الجزيئية



[استراتيجية حل مسائل رسم تركيب لويس.pdf](#)

الصيغة البنائية:

هي الصيغة التي تستعمل الرموز و الروابط لبيان مواقع الذرات

تراكيب لويس:

هي طريقة لعمل الصيغة البنائية لبعض المركبات

خطوات رسم تراكيب لويس:

- 1- حدد الذرة المركزية و الذرات الجانبية
 - 2- احسب عدد الالكترونات التكافؤ الكلية
 - 3- احسب عدد أزواج الالكترونات الكلية بقسمة عدد الالكترونات الكلية على 2
 - 4- حدد عدد أزواج المرتبطة
 - 5- حدد عدد الأزواج الغير مرتبطة و ذلك بطرح عدد أزواج الالكترونات الكلية من عدد أزواج المرتبطة
 - 6- ثم ضع أزواج الالكترونات حول الذرات الجانبية أولا - ثم الذرة المركزية اذا تبقى لها
 - 7- اذا لم يتبقى لها و لم تصل الي التركيب الثماني فكون رابطة ثنائية او ثلاثية
- امثلة على رسم تراكيب لويس :

1- ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3 ؟ ($7\text{N} , 1\text{H}$)

2- ارسم تركيب لويس ثلاثي فلوريد النيتروجين ؟ $7\text{N} , 9\text{F}$

تركييب لويس لمركبات تحتوي على روابط متعددة :
3- ارسم تركيب لويس لغاز CO_2 ؟ ${}^6\text{C}$, ${}^8\text{O}$

4- ارسم تركيب لويس ثاني كبريتيد الكربون ؟ ${}^6\text{C}$, ${}^{16}\text{S}$

5- ارسم تركيب لويس للإيثيلين C_2H_4 ${}^6\text{C}$, ${}^1\text{H}$

تراكييب لويس للأيونات المتعددة الذرات :
 6- ارسم تركيب لويس PO_4^{3-} ؟ 8O , 15P

7- ارسم تركيب لويس NH_4^+ ؟ 1H , 7N

8- ارسم تركيب لويس ClO_4^- ؟ 8O , 17Cl

الرنين : هي حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تراكييب لويس لشكل الجزيء أو الأيون

9- ارسم اشكال الرنين NO_2^- ؟ 8O , 7N

-10 ارسم اشكال الرنين SO_2 ؟ ^{16}S , ^8O

-11 ارسم اشكال الرنين SO_3 ؟

-12 ارسم اشكال الرنين لجزئ الاوزون O_3 ؟

استثناءات قاعدة الثمانيات :

- 1- الكترولونات التكافؤ الفردية
- 2- حالات استقرار اقل من ثمانية الالكترولونات
- 3- قاعدة الثمانيات الممتدة

أمثلة على استثناءات قاعدة الثمانيات :

-13 ارسم تراكيب لويس لغاز NO_2 ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات ؟

-14 ارسم تراكيب لويس لغاز NO ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات ؟

15- ارسم تراكيب لويس ClO_2 ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات؟

16- ارسم تركيب لويس BeCl_2 ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات؟

17- ارسم تراكيب لويس BH_3 ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات؟

18- ارسم تراكيب لويس PCl_5 ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات؟

19- ارسم تراكيب لويس XeF_4 ؟ ثم اذكر ما هي الاستثناءات؟

الرابطة التساهمية التناسقية :

تحدث بين ذرة في جزئ لها زوج من الإلكترونات غير مرتبط (ذرة مانحة) مع ذرة بحاجة اليكترونين في جزئ اخر (ذرة مستقبلة)

أسئلة متنوعة من اختبارات سابقة

1 . يكون (BH_3) روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى . اكتب التفسير ؟

2 : يمكن أن يتحد عنصر الفلور وعنصر الكبريت في مركب كيميائي واحد ، مثل SF_2 وهو مركب تساهمي . حول خصائص هذا المركب أجب عما يلي :

1. أكمل الجدول التالي ثم ارسم شكل لويس للجزيء SF_2 في المكان المخصص لذلك :

مكان مخصص لرسم شكل لويس

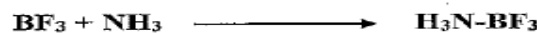
1	الذرة المركزية
2	العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ
3	العدد الكلي لأزواج الترابط
4	اسم الشكل الجزيئي

ب. ارسم شكلي رنين لويس للأيون المتعدد الذرات (HCO_2^-) (العدد الذري : $H = 1$ ، $C = 6$ ، $O = 8$) .

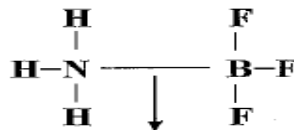
ج- غاز ثلاثي فلوريد البورون (BF_3) يُستخدم ككاشف مهم في الاصطناع العضوي . من خلال دراستك لموضوع استثناءات قاعدة الثمانية أجب عما يلي :

1- فسر كيف يعتبر المركب BF_3 شاذًا عن قاعدة الثمانية . (العدد الذري : $B = 5$ ، $F = 9$)

2- يتفاعل BF_3 بسهولة مع الأمونيا NH_3 كما هو موضح أدناه :



• ما اسم الرابطة بين ذرتي البورون والنيتروجين (N-B) في (H_3N-BF_3) ؟



اسم الرابطة :

• كيف تكونت هذه الرابطة ؟

3 - ارسم شكلي الرنين للجزيء (N_2O) . (العدد الذري : $N = 7$ ، $O = 8$)

4 - غاز الفوسجين عديم اللون أكثر سمية من غاز الكلور بتسعة مرات وصيغته الكيميائية $COCl_2$ فإذا علمت أن الاعداد الذرية

(للكلور = 17 و الاكسجين = 8 والكربون = 6) أجب عن الأسئلة التالية :

1- حدد الذرة المركزية

2- أحسب العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ

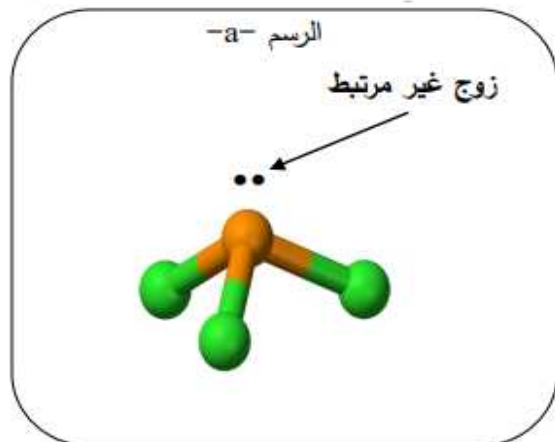
.....

.....

3- أحسب العدد الكلي لأزواج الترابط

4- أحسب عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة

5- أرسم شكل لويس



يمثل الرسم -a- المقابل شكلا فراغيا لأحد الجزيئات الكيميائية حسب نموذج (VSEPR).
أجب عما يلي :

1. اكتب في الجدول أسفله التوزيع الإلكتروني للعناصر B ، F ، P
ثم حدّد عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر.
(العدد الذري : B = 5 ، P = 15 ، F = 9)

العنصر	التوزيع الإلكتروني	عدد إلكترونات التكافؤ
B البورون		
P الفوسفور		
F الفلور		

2. املا الجدول الآتي ثم استنتج صيغة الجزيء (BF_3 أو PF_3) الذي يمثل الشكل الفراغي في الرسم -a- :

الجزيء	الذرة المركزية	العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ	العدد الكلي لأزواج الترابط	عدد الأزواج غير المرتبطة على الذرة المركزية
BF_3				
PF_3				

← صيغة الجزيء الذي يمثل الشكل -a- هو :

3. ما نوع التهجين للجزيء الممثل في الرسم -a- ، وماذا يسمى هذا الشكل الفراغي ؟

- نوع التهجين :
- اسم الشكل :

4. لماذا يعتبر الجزيء الممثل في الرسم -a- قطبيًا ؟

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

٦ يمكن أن يتحد كل من عنصر الفوسفور وعنصر الكلور في مركب كيميائي واحد مثل خماسي كلوريد الفوسفور (PCl_5) وهو مركب تساهمي . حول خصائص هذا المركب أجب عما يلي :

1. أكمل الجدول التالي وارسم شكل لويس للجزيء في المكان المخصص لذلك :

مكان مخصص لرسم شكل لويس

1	الذرة المركزية
2	العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ
3	العدد الكلي لأزواج الترابط
4	اسم الشكل الجزيئي

2. نوع التهجين للجزيء PCl_5 هو sp^3d . ما معنى ذلك ؟

٧ - ارسم تركيب لويس للجزيء OF_2 (الأعداد الذرية: $O=8$ و $F=9$)

- 2- حدد عدد الأزواج الغير مترابطة في هذا الجزيء .
.....
- 3- حدد عدد الأزواج المترابطة في هذا الجزيء .
.....
- 4- حدد عدد الإلكترونات التي شاركت في تكوين الروابط في هذا الجزيء .
.....
- 5- ما هو شكل هذا الجزيء ؟
.....
- 6- ما هي قيمة زاوية الرابطة؟
.....

٨ يمثل أيون النترات NO_3^- بعض حالات الرنين. و لكل حالة شكل رنين محدد.

1- ارسم أحد أشكال الرنين لأيون النترات مستخدما رموز لويس.

2- كم شكل رنين يوجد لأيون النترات؟

الدرس الثالث : أشكال الجزيئات

نموذج VSEPR :

هو الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات المرتبطة و الغير مرتبطة حول النواة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة

زاوية الرابطة :

هي الزاوية بين ذرتين جانبيتين و الذرة المركزية

التهجين :

هو اندماج بين الأفلاك الذرية المتقاربة في الطاقة وفي نفس الذرة

شروط عملية التهجين :

- 1- عدد الأفلاك الداخلة في عملية التهجين يساوي عدد الأفلاك الناتجة من التهجين
- 2- يحتوي الفلك المهجن على الإلكترون واحد حتى تشترك مع ذرة أخرى
- 3- الفلك الذري المهجن يختلف عن الأفلاك الداخلة في عملية التهجين

نوع التهجين	عدد الأفلاك المهجنة	الزاوية بين الأفلاك المهجنة	أمثلة	أشكال الجزيئات
sp	2	180	BeCl ₂	خطي
Sp ²	3	120	AlCl ₃	مثلث مستو
Sp ³	4	109.5	CH ₄	رباعي الأوجه
Sp ³	4	107.3	NH ₃	مثلث هرمي
Sp ³	4	104.5	H ₂ O	منحني
Sp ³ d	5	90 – 120	NbBr ₅	سداسي الأوجه
Sp ³ d ²	6	90	SF ₆	ثماني الأوجه

ملاحظات هامة :

- 1- تكون الزاوية في التهجين sp تساوي 180 (حتى تكون قوة التنافر بين الافلاك المهجنة أقل ما يمكن)
- 2- تكون الزاوية في NH₃ أقل من CH₄ رغم ان التهجين في كلا منهما Sp³ (لان زوج الإلكترونات الغير مرتبط يشغل حجما اكبر من الأزواج المرتبطة وتكون قوة التنافر بين الزوج الغير مرتبط أقوى من قوة التنافر بين الأزواج المرتبطة)

أسئلة الدرس :

1- ما شكل الجزيء و نوع التهجين و مقدار الزاوية في الجزيئات الآتية ؟

1- BeCl₂ (¹⁷Cl , ⁴Be)

AlCl_3	BH_3	
		الرسم
		نوع التهجين
		الزاوية بين الروابط
		شكل الجزيء
CF_4	CH_4	
		الرسم
		نوع التهجين
		الزاوية بين الروابط
		شكل الجزيء
PH_3	NH_3	
		الرسم
		نوع التهجين
		الزاوية بين الروابط
		شكل الجزيء

OF_2	H_2O	
		الرسم
		نوع التهجين
		الزاوية بين الروابط
		شكل الجزيء
SF_6	PCl_5	
		الرسم
		نوع التهجين
		الزاوية بين الروابط
		شكل الجزيء
NH_4^+	CO_2	
		الرسم
		نوع التهجين
		الزاوية بين الروابط
		شكل الجزيء

أسئلة اختبارات سابقة

1- ارسم تركيب لويس للجزيء OF_2 (الأعداد الذرية: $F=9$ و $O=8$)

2- حدد عدد الأزواج الغير مترابطة في هذا الجزيء.

3- حدد عدد الأزواج المترابطة في هذا الجزيء.

4- حدد عدد الإلكترونات التي شاركت في تكوين الروابط في هذا الجزيء.

5- ما هو شكل هذا الجزيء ؟

6- ما هي قيمة زاوية الرابطة؟

2. باعتماد التهجين sp^3 للذرة (O) ، فإنه من المتوقع أن تكون الزاوية $O-H-H$ في الجزيء H_2O تساوي 109.5 لكنها في الحقيقة 104.5 . فسر ذلك.

3. سم الشكل الهندسي لكل من الجزيئين: BeH_2 ، H_2O

2 : يمكن أن يتحد عنصر الفلور وعنصر الكبريت في مركب كيميائي واحد ، مثل SF_2 وهو مركب تساهمي .
حول خصائص هذا المركب أجب عما يلي :

1. أكمل الجدول التالي ثم ارسم شكل لويس للجزيء SF_2 في المكان المخصص لذلك :

مكان مخصص لرسم شكل لويس

1	الذرة المركزية	
2	العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ	
3	العدد الكلي لأزواج الترابط	
4	اسم الشكل الجزيئي	

2. نوع التهجين للجزيء SF_2 هو sp^3 . ما معنى ذلك ؟

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

د. رباعي الأوجه منتظم

ج. مثلث هرمي

ب. خطي

أ. مثلث مستو

الدرس الرابع – الكهروسالبية والقطبية

الميل الإلكتروني .

هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال أو اكتساب الإلكترون.

**** تدرج الميل الإلكتروني في الجدول الإلكتروني ****

فى الدورات الأفقية	فى المجموعات الرأسية
* كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين 1- يزداد العدد الذرى (تزيد الشحنة الموجبة للنواة 2- تزيد قوة جذب النواة للإلكترونات 3- فيقل نصف القطر ويقل الحجم الذرى ويزداد الميل الإلكتروني	كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل :- 1- يزداد عدد مستويات الطاقة 2- يزداد الحجم الذرى . فيقل الميل الإلكتروني

الفرق بين الكهروسالبية و الميل الإلكتروني:

الميل الإلكتروني	الكهروسالبية
هو مقياس لقدرة الذرة على استقبال (اكتساب الإلكترون)	القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة التساهمية نحوها

علل :- لا يتضمن الجدول الدوري قيم كهروسالبية للغازات النبيلة.

لأن هذه العناصر مستقرة لاكتمال المستوى الأخير بالإلكترونات وبالتالي لا تكون روابط كيميائية
ملاحظة : ومع ذلك فإن الزينون يمكن أن يتحد مع العناصر التى لها كهروسالبية عالية مثل الفلور

سؤال :- كيف يمكن التنبؤ بنوع الرابطة من خلال الفرق فى الكهروسالبية بين عناصر المركب

الفرق فى الكهروسالبية	نوع الرابطة	تفسير
صفر	تساهمية نقية تساهمية غير قطبية	الذرتين متماثلتين والإلكترونات تقضي فترات متساوية حول كلتا الذرتين
أقل من 0.4	تساهمية غير قطبية	الإلكترونات الرابطة التساهمية موزعة بالتساوى بين الذرتين المتماثلتين (لافلزات متماثلة لها نفس الكهروسالبية)
0.4 - 1.7	تساهمية قطبية	لا تتوزع إلكترونات الرابطة التساهمية بالتساوى بين الذرتين المختلفتين (لافلزات مختلفة فى الكهروسالبية)
أكبر من 1.7	أيونية غالباً	حيث ينتقل إلكترون من ذرة الفلز إلى ذرة اللافلز

- 1- عندما يكون الفرق في الكهروسالبية بين الذرتين 1.7 - تمثل الصفة الأيونية 50% وتمثل الصفة التساهمية 50%
2- وكلما زاد الفرق بين الذرتين في الكهروسالبية زادت نسبة الرابطة الأيونية في المركب .

3- مركب كلوريد الهيدروجين HCl (مركب تساهمي قطبي - بم تفسر ذلك)
- وذلك لأن الكهروسالبية للكلور أعلى منها للهيدروجين . لذلك يقضي زوج إلكترونات الرابطة حول ذرة الكلور فترة أكبر من ذرة الهيدروجين .
ملاحظة:

1-قطبية الجزيء تعتمد علي انتظام شكل الجزيء رغم وجود شحنات موجبة جزئية و شحنات سالبة جزئية مثال CCl_4
سؤال :- قارن بين المركبات التساهمية القطبية والغير قطبية ؟

المركبات التساهمية القطبية	المركبات التساهمية الغير قطبية
1-تحمل شحنات جزئية موجبة وسالبة عند أطرافها لعدم تساوى الكثافة الإلكترونية عند الطرفين 2-تنجذب للمجال الكهربى (بم تفسر ذلك) 3-تذوب في المواد القطبية (مثل الماء)	1- لا تحمل شحنات عند أطرافها لتساوى الكثافة الإلكترونية عند الطرفين 2- لا تنجذب للمجال الكهربى 3- تذوب في المواد الغير قطبية

سؤال :- هل يمكن إزالة بقعة من الزيت (أى من منتجات البترول) عن القماش باستخدام الماء فقط ؟ أجب بنفسك .

سؤال :- لماذا ينحنى مجرى الماء البطيء من الصنبور عند إقتراب بالون مشحون بالكهرباء الساكنة منه .

لأن المركب مركب تساهمي قطبي يحمل شحنات جزئية مختلفة عند أطرافه لذلك ينجذب ناحية المجال الكهربى الخارجى .
علل لما يأتي :-

1- الماء مركب تساهمي قطبي له شكل منحني .

- لأن الفرق في الكهروسالبية بين الأكسجين والهيدروجين (بين 1.7 - 0.4) جزئي غير متماثل .
- منحني لوجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية وروابطة القطبية غير متماثلة (لذلك فهو جزئي قطبي)

2- مركب CCl_4 مركب غير قطبي بالرغم من أن الفرق في الكهروسالبية = 0.61

الجزئيء المتماثل جزئيء رباعي الأوجه و لأن مقدار الشحنة من أي مسافة عن المركز = مقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة .

- مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون بينما مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور . لذلك فهو جزئيء متماثل لذا يكون غير قطبي .

ملاحظة هامة جداً:- الجزئيء المتماثل يكون غير قطبي بينما الجزئيء الغير متماثل يكون قطبي .

علل :- جزئيء الأمونيا مركب قطبي .

- 1- له شكل هرمي ثلاثي الأوجه (بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة الظاهرة على ذرة النيتروجين)
- 2- الفرق في الكهروسالبية بين النيتروجين والهيدروجين = 0.84 مما يجعل الروابط بين العنصرين قطبية .
- 3- ولكن توزيع الشحنة غير متساوى لأن الجزئيء غير متماثل لذلك فهو جزئيء قطبي .

سؤال :- ما المقصود بقوى جذب فاندرفال Vanderwaals attraction Force (القوى بين الجزيئية)؟؟؟

هي قوى تجاذب ضعيفة بين جزيئات المركبات التساهمية وهي أضعف من الروابط التساهمية بين الذرات في المركب التساهمي والروابط الأيونية بين الأيونات في المركب الأيوني
أنواع القوى بين الجزيئية (أنواع قوى جذب فاندرفالز)

قوى التشتت أو القوى القطبية المولدة	قوى ثنائية القطب- ثنائية القطب	الرابطة الهيدروجينية
هي قوى ضعيفة بين الجزيئات غير القطبية	هي القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية كلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى	وهي أقوى هذه القوى تتكون بين نهاية ذرة H في مركب ثنائي القطب وذرة N أو O من القطب الآخر

علل :- انخفاض درجة انصهار وجليان المركبات التساهمية بالمقارنة بالمركبات الأيونية – أو ينصهر السكر بالتسخين المعتدل بينما لا ينصهر الملح .

- أو وجود بعض المركبات التساهمية في الحالة الغازية مثل الأكسجين أو كثير من المركبات التساهمية لين في الحالة الصلبة (شمع البرافين)

لضعف القوى التجاذب بين الجزيئات في المركبات التساهمية

سؤال :- ما المقصود بالمواد الصلبة التساهمية الشبكية ؟

هي المركبات التي ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية مثل : الألماس والكوارتز

علل :- الألماس له درجة انصهار عالية جداً ؟ لأن كل ذرة كربون ترتبط بأربع ذرات كربون أخرى مكونة شكل رباعي الأوجه منتظم له نظام بلورى شديد الترابط .

سؤال ما هي أهم خواص المواد الصلبة التساهمية الشبكية ؟ (خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة)

1- ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية

2- هشة لكنها شديدة الصلابة

3- غير موصلة للحرارة والكهرباء

علل :- تصنع أدوات القطع من المواد الصلبة الشبكية ؟ (تغلف شفرة المنشار بالألماس)

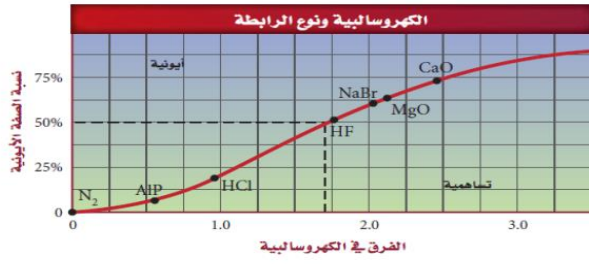
وذلك لأنها تتميز بالصلابة الشديدة

1 رتب الروابط الآتية تصاعدياً حسب زيادة القطبية:

a. C-H .b. N-H .c. O-H .d. Cl-H

(علماً بأن قيم الكهروسالبية: H=2.20 ، O=3.44 ، C=2.55 ، N=3.04 ، Cl=3.16)

2 الرسم في الشكل المجاور يبين المنحنى البياني بين فرق الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ونسبة الصفة الأيونية.



1. حدد نسبة الخواص الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

2. ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة بين ذرتين فرق

الكهروسالبية بينهما 2.00؟

3. أين يمكن رسم LiBr على المنحنى البياني؟

(إذا علمت أن الكهروسالبية لكل من Li=0.98 , Br=2.96)

3 ادرس قيم الكهروسالبية الآتية ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

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

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

ب. بين 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 :

ج. هل المركب BI_3 قطبي أم غير قطبي؟ فسر إجابتك.

4 ما نوع الرابطة في كل مما يلي (A-V) (Y-V) إذا علمت أن الكهروسالبية للعنصر A=0.93 والكهروسالبية للعنصر Y=2.58 والكهروسالبية للعنصر V=3.16

1 - ما هو المركب القطبي من بين المركبات التالية؟

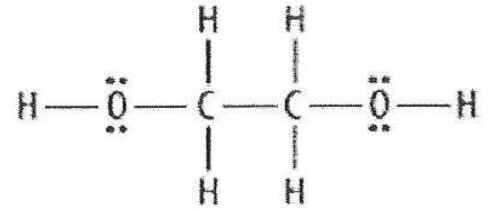
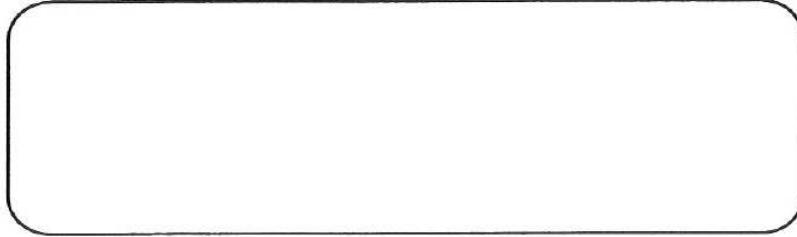
أ- CH_4	ب- SF_6
ج- CO_2	د- NH_3

٤ . أيُّ رابطة أكثر قطبية ؟ (قيم الكهروسالبية : $O = 3.44$ ؛ $Cl = 3.16$ ؛ $C = 2.55$ ؛ $Ge = 2.01$ ؛ $Si = 1.90$)

أ. C-O ب. C-Cl ج. Ge-O د. Si-O

7 . رغم أن الرابطة بين ذرتي الكبريت والفلور (S-F) قطبية ، إلا أن بعض مركباتها مثل جزيء (SF_6) غير قطبي .

8 تأمل الصيغة الكيميائية التالية لمركب إيثيلين جلايكول . لماذا درجة غليانه أقل من درجة غليان الملح ؟



9 كل الجزيئات التالية قطبية ما عدا

أ. HF ب. HCl ج. CO_2 د. H_2O

مانوع الرابطة B-F في المركب BF_3 علما بأن الكهروسالبية ($B = 2.0$ و $F = 4.0$) ؟

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

- ما هو المركب القطبي من بين المركبات التالية؟

أ- CH_4	ب- SF_6
ج- CO_2	د- NH_3

- ماذا يحدث عند تكوين رابطة تساهمية تناسقية؟

أ- تشارك كل ذرة بالإلكترون أو أكثر ب- تفقد الذرتان إلكترونات ثم تتحدان
ج- توفر إحدى الذرات زوجا ثم ترتبط به بالذرة الأخرى د- تفقد ذرة و تكتسب الأخرى إلكترونات ثم تتحدان

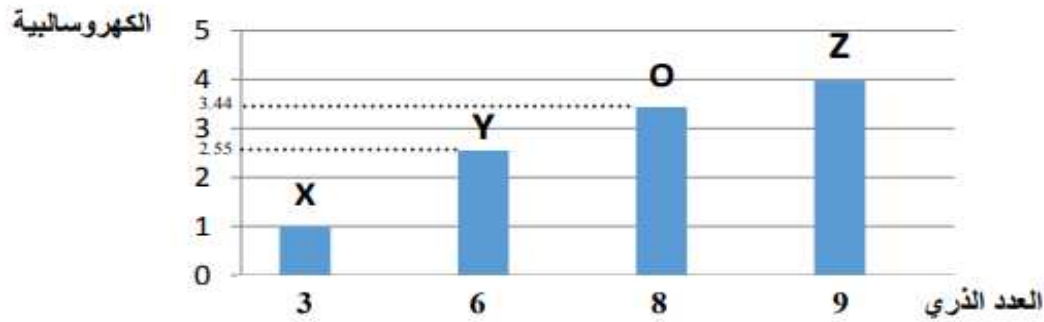
أيُّ رابطة أكثر قطبية ؟ (قيم الكهروسالبية : $O = 3.44$ ؛ $Cl = 3.16$ ؛ $C = 2.55$ ؛ $Ge = 2.01$ ؛ $Si = 1.90$)

أ. C-O ب. C-Cl ج. Ge-O د. Si-O

يكون (BH_3) روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى .

انصهار السكر بالتسخين المعتدل في حين لا ينصهر الملح.

يوضح الرسم أدناه العلاقة بين العدد الذري والكهروسالبية لعناصر افتراضية (X , Y , O , Z). تأمله جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه. (تذكر أن الرابطة الأيونية بين عنصرين تتكون إذا زاد الفرق في السالبية الكهربائية عن قيمة 1.7)



1. حدّد كل أزواج العناصر التي يمكن أن تكون مركبات أيونية فيما بينها بوضع دائرة حولها.

Z و O	Z و Y	O و Y	Z و X	O و X	Y و X
-------	-------	-------	-------	-------	-------

2. اكتب دون تفسير صيغة واحدة فقط لمركب أيوني يتكون من اتحاد عنصرين في الفقرة (1) أعلاه.

3. هل يعتبر محلول المركب الناتج عن اتحاد العنصرين X و Y محلولاً إلكتروليتيًا؟ فسر إجابتك.

4. اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر Y بطريقة رسم مربعات الأفلاك، ثم حدّد فئته والمجموعة التي ينتمي إليها.

- التوزيع الإلكتروني :

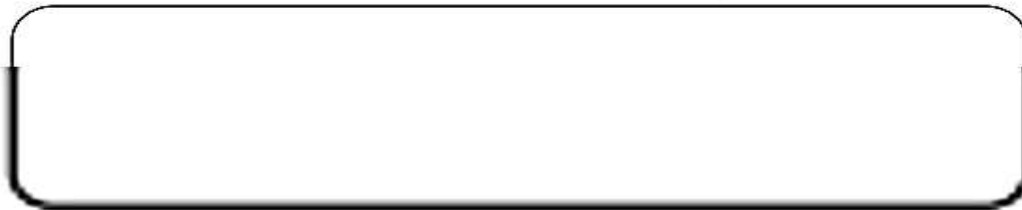
- الفئة :

- المجموعة :

5. أحد العناصر في الرسم أعلاه يوجد في شكل جزيء ثنائي الذرات، حيث تتحد الذرتان برابطة تساهمية ثنائية.

• ما هو رمز هذا العنصر ؟

• استخدم رسم لويس لتوضيح كيف تتكون هذه الرابطة التساهمية.



• تعلّم أن الرابطة التساهمية الثنائية تتكون من نوعين اثنين من الروابط. اكتب اسم كل رابطة منهما و رمزها.

الدرس الأول: مولات المركبات

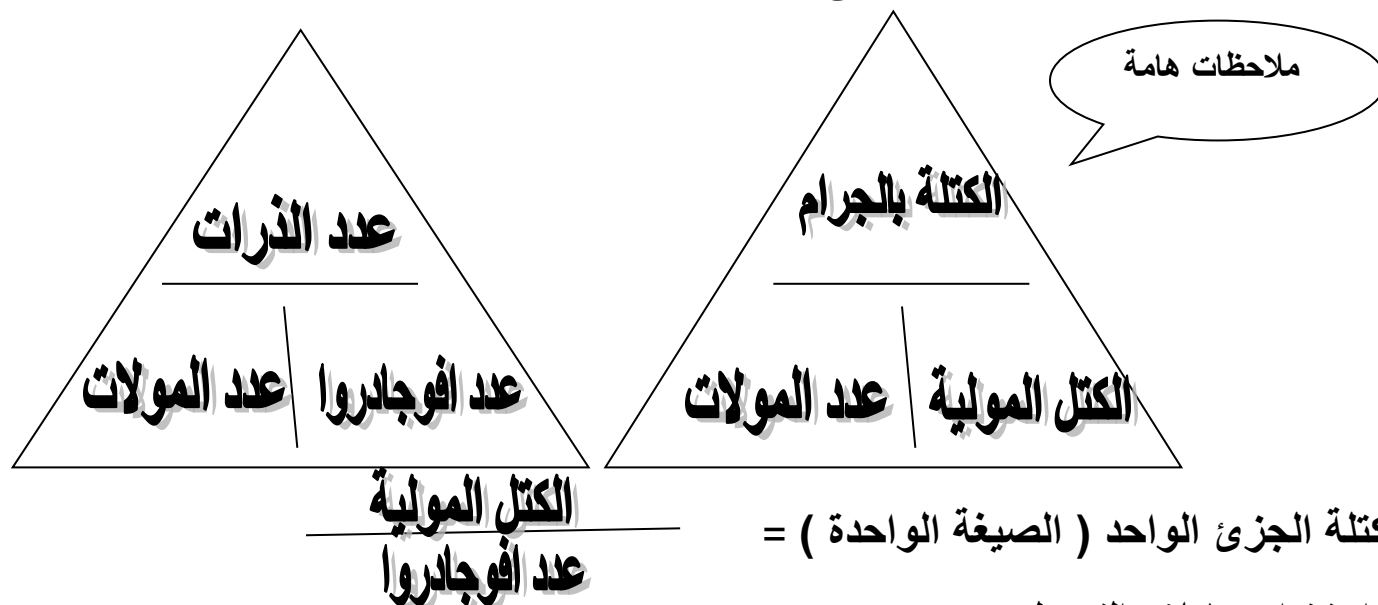
المول : هو عدد ذرات الكربون -12 في عينة كتلتها 12g منه

الكتلة المولية:

- 1- هي كتلة مول واحد من المركب تساوى مجموع كتل جسيمات هذا المركب
 - 2- هي كتلة أفوجادرو من الجسيمات (جم/مول)
- ملاحظة:- الكتلة المولية للعنصر = الكتلة الذرية عددياً

علل لما يأتى :

- 1- يمكن استعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل لان يمكن استعمالها لتحويل المولات الي كتلة بالجرام والعكس
 - 2- يستخدم الكيميائيون المول فى حساباتهم .
- لأن المول وحدة ثابتة تحتوى على عدد ثابت من الجسيمات وهو عدد أفوجادرو



أو استخدام معاملات التحويل:

$$\frac{1 \text{ مول (mol)}}{\text{عدد أفوجادرو (جزيء)}} = \frac{\text{الكتل المولية (g/mol)}}{1 \text{ مول (mol)}}$$

$$\frac{M.M}{NA} = \frac{\text{المولية الكتلة}}{\text{عددافوجادرو}} = \text{كتلة الجزيء الواحد (كتلة وحدة الصيغة الكيميائية)}$$

مسائل متنوعة

- 1- احسب عدد مولات أيونات Cl^- في 2.50 mol من ZnCl_2 ؟
- 2- احسب عدد مولات كل عنصر في 1.25 mol من $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ؟
- 3- احسب عدد مولات أيونات الكبريتات الموجودة في 3.00 mol من $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ؟
- 4- احسب عدد مولات ذرات الأكسجين الموجود في $1.15 \times 10^1 \text{ mol}$ من الماء ؟
- 5- ما كتلة 3.25 mol من حمض الكبريتيك ؟
- 6- كم عدد المولات في 22.6 g من AgNO_3 ؟
- 7- عينة من غاز ثاني أكسيد الكربون كتلتها 52 g احسب ما يلي :
 - عدد ذرات الكربون في العينة
 - عدد ذرات الأكسجين في العينة
 - كتلة الجزيء الواحد من CO_2

8- ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl التي تحتوي على 4.59×10^{24} وحدة صيغة كيميائية ؟

9 - لديك 25.8 gm من كرومات الفضة ، فإذا علمت أن الكتل الذرية للعناصر هي علما بان الصيغة الكيميائية له Ag_2CrO_4 هي ثم احسب :-

1- عدد أيونات الفضة (الموجبة) الموجودة فيها

2- عدد أيونات الكرومات (السالبة) الموجودة فيها

3- الكتلة بالجرامات لوحدة الصيغة الكيميائية من كرومات الفضة .

10

يستعمل الإيثانول C_2H_5OH مصدرًا للوقود، ويخلط أحيانًا مع الجازولين. إذا كان لديك عينة من الإيثانول C_2H_5OH كتلتها 45.1g فاحسب:

- a. عدد ذرات الكربون الموجودة فيها.
b. عدد ذرات الهيدروجين الموجودة فيها.
c. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها.

- عينة من كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 كتلتها 2.25g احسب:
- عدد أيونات Na^+ الموجودة فيها.
 - عدد أيونات SO_3^{2-} الموجودة فيها.
 - الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة واحدة من Na_2SO_3 في العينة.

يوجد ثاني أكسيد السيليكون SiO_2 عادة على شكل كوارتز. فإذا كان لديك عينة من ثاني أكسيد السيليكون كتلتها 42.7g ، وعلمت أن عدد أفوجادرو يساوي 6.02×10^{23} فاحسب:

- عدد مولات ثاني أكسيد السيليكون:
- عدد ذرات الأكسجين:
- كتلة جزيء واحد من ثاني أكسيد السيليكون:

أختر الإجابة الصحيحة مما يلي ؟

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

أ- 0.382 mol ب- 1.147 mol

ج- 0.76470 mol د- 1.5294 mol

٢- ما هو عدد مولات ذرات الأكسجين الموجودة في ثلاث مولات من $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ؟

أ- 6	ب- 9	ج- 12	د- 18
------	------	-------	-------

٣ عدد مولات ذرات الأكسجين في 5 mol من P_2O_5 هو :

أ- 5 ب- 10 ج- 25 د- 35

٤ ما عدد الأيونات الكلية عند ذوبان مولا واحد من كلوريد الصوديوم في الماء ؟

أ. 6.02×10^{23} ب. 12.04×10^{23} ج. 18.06×10^{23} د. 24.08×10^{23}

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

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

٦ . ما عدد الأيونات الكلية عند ذوبان مولا واحد من كلوريد الصوديوم في الماء ؟

أ. 6.02×10^{23} ب. 12.04×10^{23} ج. 18.06×10^{23} د. 24.08×10^{23}

الدرس الثاني : الصيغة الأولية و الصيغة الجزيئية

النسب المئوية للمكونات :

النسب المئوية بالكتلة لكل العاصر في المركب

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

امثلة

1- مركب يحتوي على 6 g من الكربون و 1 g من الهيدروجين أحسب النسب المئوية لكل من الكربون و الهيدروجين

2- أي المركبين فيه نسبة مئوية بالكتلة للكبريت أعلى : H_2SO_3 أم H_2SO_4 ؟

3- حدد النسب المئوية بالكتلة لثاني أكسيد الكربون CO_2 ؟

4 أي من مركبات الحديد الطبيعية يوجد به أعلى نسبة من الحديد؟

a. FeS_2 b. Fe_2O_3 c. FeCO_3 d. FeO

5 ما النسبة المئوية بالكتلة لأول أكسيد الكربون CO؟ علماً بأن الكتلة المولية $\text{C}=12 \text{ g/mol}$ ، $\text{O}=16 \text{ g/mol}$

أ- $50\% \text{ C}$ ، $50\% \text{ O}$

ب- $25\% \text{ C}$ ، $75\% \text{ O}$

ج- $12\% \text{ C}$ ، $88\% \text{ O}$

د- $43\% \text{ C}$ ، $57\% \text{ O}$

6 ما النسبة المئوية للفسفور في حمض الفسفوريك H_3PO_4 ؟ علماً بأن الكتل الذرية [$\text{O}=16$ ، $\text{P}=31$ ، $\text{H}=1$]

أ . 31.63% ب. 3.06% ج. 65.3% د. 56.3%

الصيغة الأولية :

هي الصيغة التي تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب

أمثلة :

1- مركب يحتوي على 6 g من الكربون و 1 g من الهيدروجين و الكتلة المولية 42 g/mol

● أوجد الصيغة الأولية للمركب

● أوجد الصيغة الجزيئية للمركب

2- أوجد الصيغة الأولية لمركب يحتوي 48.64% من الكربون و 8.16% هيدروجين و 43.2% من الأكسجين

هي صيغة توضح العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزئ واحد من المادة

أمثلة

- 1- حدد الصيغة الأولية والجزيئية لحمض السكسينيك كون من 40.68% كربون و 5.08% هيدروجين و 54.24% أكسجين علماً بأن الكتلة المولية له = 118.1 gm

2- سائل عديم اللون يتكون من 46.68 % نيتروجين و 53.32 % أكسجين

و كتلته المولية 60.01 g/mol فما الصيغة الجزيئية له ؟

مركب يحتوي على 43.7% فوسفور (P) و 56.3% أكسجين (O) ، أوجد مايلي :
 1- الصيغة الأولية للمركب . (الكتلة المولية : P = 30.974 g/mol ، O = 16.00 g/mol)

3

2- الصيغة الجزيئية للمركب . (الكتلة المولية للمركب : 283.896 g/mol)

4 يبين التحليل الكيميائي أن تركيب المركب الأكثر شيوعا في تبييض الألوان يتكون من الصوديوم بنسبة 30.87% والكلور بنسبة 47.65% والأكسجين بنسبة 21.48% . أوجد ما يلي :
 أولا : الصيغة الأولية للمركب . (الكتلة المولية : Na = 23.0 g/mol ، Cl = 35.5 g/mol ، O = 16.0 g/mol)

ثانيا : الصيغة الجزيئية للمركب إذا علمت أن كتلته المولية هي 74.5 g/mol .

- 5 مركب يستعمل كثيرا في الصناعات يتكوّن من الهيدروجين و النيتروجين و الأكسجين.
1- أوجد صيغته الأولية مستخدما بيانات الجدول أسفله.

العنصر	O	N	H
الكتلة الذرية (g/mol)	16	14	1.000
نسبة كتلة العنصر في المركب (%)	76.190	22.222	1.587

- 2- ما هي الصيغة الجزيئية للمركب إذا كانت كتلته المولية: $MM=63\text{g/mol}$ ؟

- 6 أكمل الجدول التالي . علماً بأن (الكتل الذرية $C=12$, $H=1$, $O=16$)

المادة	الصيغة الأولية	الكتلة المولية للصيغة الأولية g/mol	الكتلة المولية للمركب g/mol	الصيغة الجزيئية
الايثلين جليكول	CH_3O	62
حمض البيوتريك	44	$C_4H_8O_2$

- 7 . يتكون جزيء الجلوكوز من ست ذرات كربون و صيغته الأولية هي CH_2O . فما هي صيغته الجزيئية؟

أ- $C_6H_{12}O_6$ ب- $C_6H_6O_6$ ج- $C_6H_{12}O_{12}$ د- $C_6H_6O_{12}$

- 8 - الصيغة الأولية لحمض الإيثانويك CH_3COOH هي:

أ- CH_2O ب- CH_3O_2 ج- CHO د- C_2H_2O

9 . ما الصيغة الأولية لمركب نسب مكوناته المولية : (1mol C : 2mol H : 1mol O) ؟

أ. CHO ب. CH₂O ج. C₂HO₂ د. C₂H₂O₂

10 الصيغة الجزيئية لفيتامين C هي C₆H₈O₆ فما الصيغة الأولية؟

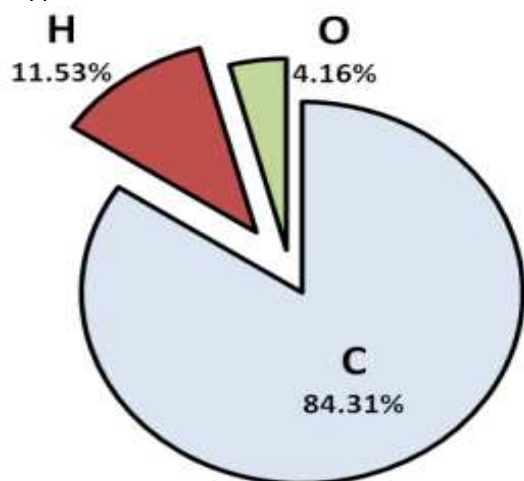
أ- C₃H₄O₃ ب- C₂H₄O₂ ج- CHO د- CH₂O

10 . لا تمثل الصيغة التالية C₃H₆O₃ صيغة أولية لمركب يتكون من الهيدروجين و الأكسجين و الكربون.

11 -مركب كيميائي يتكون من 65.45 % من الكربون، و 29.09 % من الأكسجين، و 5.45% من الهيدروجين والكتلة الذرية بوحدة g/mol لكل من (H=1 , C= 12 , O= 16)
(6 درجات)

أ- حدد الصيغة الأولية للمركب؟

2- الكتلة المولية للمركب (MM) g/mol 110.0 حدد الصيغة الجزيئية للمركب؟



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 : $C = 12.01 \text{ g/mol}$ ،
 $O = 16.0 \text{ g/mol}$ ، $H = 1.01 \text{ g/mol}$)

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

الدرس الثالث : حسابات المعادلات

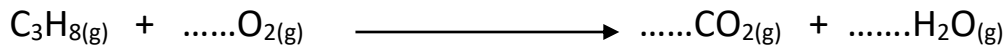
الحسابات الكيميائية :

هي دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة و المواد الناتجة في التفاعل الكيميائي

النسبة المولية : هي النسبة بين أعداد مولات أى مادتين فى المعادلة الكيميائية الموزونة .

مسائل متنوعة

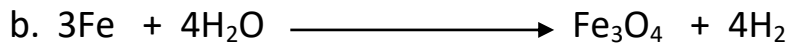
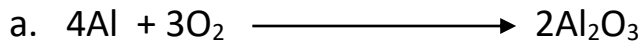
1- المعادلة التالية توضح احتراق البروبان فى كمية وفيرة من الأكسجين



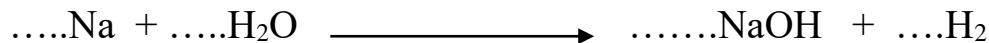
• زن هذه المعادلة

• حدد أربعة من النسب المولية

2- حدد اربعة من النسب المولية الممكنة في المعادلات التالية ؟

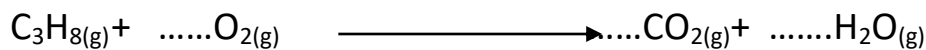


2- زن المعادلات التالية ثم فسرهما من حيث عدد الجسيمات و عدد المولات الكتلة اخذا في الاعتبار قانون بقاء الكتلة



	عدد الجسيمات
	عدد المولات
	الكتلة

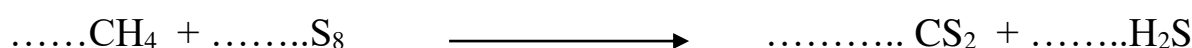
مسائل حسابات تحويل من مول (mol) إلى مول (mol)



1- المعادلة السابقة توضح احتراق البروبان في كمية وفيرة من الأكسجين
A. زن هذه المعادلة

B. احسب عدد مولات CO_2 التي تنتج من احتراق 10 mol من البروبان $\text{C}_3\text{H}_{8(9)}$

2- يتفاعل غاز الميثان مع الكبريت منتجاً ثاني أكسيد الكربون CS_2



(a) زن المعادلة السابقة

(b) احسب عدد مولات CS_2 الناتجة من تفاعل 1.5 mol من S_8

(c) ما عدد مولات H_2S الناتجة أيضاً

--	--

3- يتحد ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين و الماء لتكوين حمض الكبريتيك

(a) أكتب معادلة التفاعل موزونة

(b) ما عدد مولات حمض الكبريتيك الناتجة من تفاعل 12.5 mol من SO_2

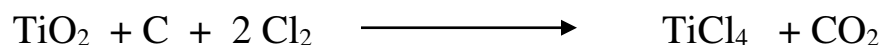
(c) ما عدد مولات الأكسجين المطلوبة

--	--

ثانياً : التحويل من مول (mol) الى كتلة و العكس

- 4- احسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl الناتجة من تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl_2 عند تفاعله بشدة مع الصوديوم .
 علماً بأن الكتل المولية للعناصر :-
 $Na = 23$ $Cl = 35.44 \text{ gm/mol}$

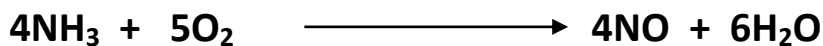
- 5- ادرس التفاعل التالي:



- a. ما كتلة غاز Cl_2 المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2
 b. ما كتلة C المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2
 c. ما كتلة المواد الناتجة جميعها من التفاعل 1.25 mol من TiO_2

- 6- اكتب تفاعل الهيدرازين N_2H_4 مع H_2O_2 لتكوين الماء و النيتروجين ثم احسب كتلة الهيدرازين اللازمة لإنتاج 10 مول من النيتروجين

7- من الخطوات الاولى لصناعة حمض النيتريك أكسدة الأمونيا للمعادلة الموزونة التالية



1- حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة

2- كم مولا من الماء ينتج من تفاعل 1.2 mol من الاكسجين مع وفرة من الامونيا ؟

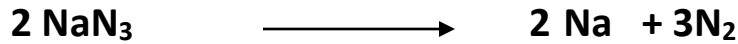
3- كم مولا من NO يتكون من باستعمال 842 g من الامونيا مع وفرة الاكسجين علما بأن الكتلة المولية للامونيا 17.04 g/mol ؟

ثالثا تحويل من كتلة الى كتلة :

8- عندما تتحلل نترات الامونيوم NH_4NO_3 ينتج غاز أكسيد ثنائي النيتروجين و الماء حدد كتلة الماء الناتجة عن تحلل 25 g من نترات الامونيوم الصلب

9- احسب كتلة الأمونيا الناتجة من تفاعل 92.7 g من الهيدروجين في كمية وافرة من النيتروجين حسب المعادلة التالية : $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$

10 - ينحل أزيد الصوديوم NaN_3 إلى صوديوم Na و غاز لنيتروجين N_2



احسب كتلة النيتروجين الناتجة من تحلل 100g من أزيد الصوديوم

مسائل من اختبارات سابقة

1 اعل غاز الميثان (CH_4) مع الكبريت (S_8) منتجاً ثاني كبريتيد الكربون (CS_2) وهو سائل يستخدم غالباً في صناعة السلوفان حسب المعادلة التالية :



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

.....

.....

.....

2- في تجربة أولى : تفاعل 1.5 mol من الكبريت (S_8) مع وفرة من غاز الميثان (CH_4) . احسب عدد مولات ثاني كبريتيد الكربون (CS_2) الناتجة من التفاعل .

.....

.....

.....

.....

3- في تجربة ثانية : تم إنتاج 408.7 g من H_2S . أوجد كتلة الكبريت S_8 التي تفاعلت مع وفرة من الميثان .
(الكتلة المولية : $\text{S} : 32.06 \text{ g/mol}$ ، $\text{H} : 1 \text{ g/mol}$)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

- 2 يتحلل مسحوق الخبز NaHCO_3 بالحرارة حسب التفاعل : $(2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O})$
 فإذا تفاعلت 21 g من NaHCO_3 تفاعلاً تاماً ، فأوجد ما يلي :
 1- كتلة كربونات الصوديوم الناتجة (Na_2CO_3) ؟
 (الكتلة المولية : $\text{NaHCO}_3 = 84 \text{ g/mol}$ ، $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol}$)

2- عدد مولات غاز CO_2 الناتج .

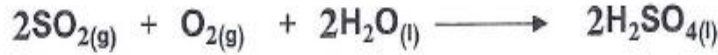
- 3 احترقت كتلة 6.9g من الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ احتراقاً تاماً في الأكسجين ليتكوّن ثاني أكسيد الكربون و بخار الماء .
 1- اكتب المعادلة الموزونة لتفاعل احتراق الإيثانول .

2- ماهي النسبة المولية بين CO_2 و $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ من جهة ثم بين CO_2 و H_2O من جهة أخرى ؟

3- احسب كتلة النواتج بالجرام . (الكتل المولية : $\text{H}:1\text{g/mol}$ $\text{O}:16\text{g/mol}$ $\text{C}:12\text{g/mol}$)

4- (ا) يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع الأكسجين تفاعلاً تاماً في وجود كمية كبيرة من الماء ليتكوّن حمض الكبريتيك، وذلك

حسب المعادلة التالية: (الكتل المولية: S:32g/mol O:16g/mol H:1g/mol)



1- ماهي النسبة المولية بين H_2SO_4 و O_2 من جهة ثم بين H_2SO_4 و SO_2 من جهة أخرى ؟

2- احسب عدد مولات O_2 اللازمة لإنتاج 343g من H_2SO_4 .

3- احسب كتلة SO_2 المستهلكة في التفاعل السابق.

ب- تتحلل كلورات البوتاسيوم عند التسخين وفقاً للمعادلة الموزونة التالية:



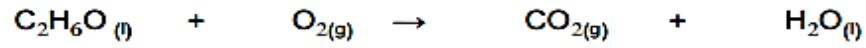
1- حدد ثلاث نسب مولية من المعادلة السابقة

2 - احسب عدد مولات الأكسجين الناتجة من انحلال 1mol من كلورات البوتاسيوم ؟

3- ما كتلة كلورات البوتاسيوم التي تنتج عدد أفوجادرو من ذرات الأكسجين علماً بأن الكتلة

المولية $\text{KClO}_3 = 122.5 \text{ g/mol}$

المعادلة التالية غير الموزونة تمثل تفاعل الاحتراق التام للإيثانول.



1. اكتب معادلة الاحتراق التام للإيثانول موزونة.

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

3. أوجد كتلة CO_2 الناتجة عن احتراق 100g من الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

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