ملخص شامل الوحدة الأولى التركيب الذري والروابط الكيميائية

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج القطرية
موقع المناهج ⇦ المناهج القطرية ⇦ المستوى الحادي عشر العلمي ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 15-10-2025 14:29:40
المزيد من مادة كيمياء: ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس
إعداد: حمزة حلاق

التواصل الاجتماعي بحسب المستوى الحادي عشر العلمي					
صفحة المناهج القطرية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب المستوى الحادي عشر العلمي والمادة كيمياء في الفصل الأول	
1	تدريبات إثرائية اختبار منتصف الفصل غير مجابة من مدرسة الفرقان
2	أوراق عمل مراجعة اختبار منتصف الفصل الأول
3	نموذج إجابة أوراق عمل إثرائية منتصف الفصل مع خرائط ذهنية
4	أوراق عمل إثرائية منتصف الفصل غير مجابة مع خرائط ذهنية
5	نموذج إجابة أوراق عمل الوحدة الأولى من مدرسة مسيعيد

الدرس الأول: التركيب الذري

- **الذرة:** هي أصغر جزء من المادة
- يوجد داخل الذرة ثلاث جسيمات

البروتون موجب الشحنة P^+ (يحدد هوية العنصر) والنترون متعادل الشحنة n والإلكترون سالب الشحنة e^-

- العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات
- العدد الكتلي = عدد البروتونات + عدد النيترونات
- عدد النيترونات = العدد الكتلي - عدد البروتونات

سؤال: اوجد المعلومات التالية لعنصر الصوديوم

11
Na
23

عدد البروتونات= 11
العدد الذري = 11
عدد الإلكترونات = 11
العدد الكتلي = 23
عدد النترونات = 23-11=12

- **تتكون المادة:** من عناصر، أو مركبات، أو جزيئات، أو مخاليط
- **حالات المادة:** صلبة سائلة غازية
- سبب التنوع في المواد هو الاختلاف في التركيب الداخلي
- **الصيغة الجزيئية** تبين عدد ذرات كل عنصر داخل الجزيء
- **الصيغة البنائية** تبين ترابط ذرات العنصر داخل الجزيء

سؤال: ما هي النسب العددية للذرات داخل الجزء H_3PO_4
الجواب: 3:1:4

- الشحنات الكهربائية المتشابهة تتنافر والمختلفة تتجاذب

تتجاذب البروتونات والإلكترونات بواسطة قوة ساكنة هي القوى الإلكترو ستاتيكية

الشّكل 1-4 القوى بين الشّحنات الكهربائيّة.

- **أهمية القوى الكترو ستاتيكية**

1- سبب التفاعلات الكيميائية
2-تفسير كيفية تكوين الروابط

عدد بنود نظرية بور الذرية

- يدور الإلكترون حول نواة الذرة في مدارات محددة الطاقة
- تزداد طاقة المدار كلما ابتعدنا عن النواة
- يكون الإلكترون في مستوى الطاقة الأدنى أي الأقرب إلى النواة
- تزداد طاقة الإلكترون كلما ابتعد عن النواة

- **الإلكترونات ذات طبيعة مزدوجة**

- خاصية موجودة وتنتقل كأن لها جسيمات كتلية
- له خاصية موجية

سؤال: اذكرنص نظرية الكم: احتمال وجود الإلكترون في منطقة من الفراغ حول النواة وليس في مستوى محدد تسمى هذه المنطقة بالسحابة الإلكترونية

- **تتكون السحابة الإلكترونية من مجموعة من الأفلاك منتشرة حول النواة**
- **تحدد السحابة الالكترونية: حجم الذرة والسلوك الكيميائي**
- **الفلك: هو المنطقة التي يمكن أن يوجد فيها الإلكترون حول نواة الذرة**

سؤال: اذكر أعداد الكم الأربعة وماذا يحدد كل عدد

عدد الكم	يمثل(يدل على)
الرئيسي n **n=1,2,3,4…..7**	• **طاقة المستوى الرئيسي** • **البعد النسبي للمستوى الطاقي عن النواة**
الثانوي l **l = (0 → n-1)**	• **عدد المستويات الفرعية** • **شكل الفلك**
المغناطيسيm **m=(-l→ 0→ +l)**	• **عدد الأفلاك** • **الاتجاه الفراغي للفلك داخل الذرة**
المغزليS **+1\2 , -1\2**	• **اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه** (مع عقارب الساعة أو عكسها)

تطبيق على اعداد الكم

عدد الكم المغناطيسي m	عدد الكم الثانوي l	عدد الكم الرئيسي N	عدد الافلاك n^2	عدد الالكترونات $2n^2$
m= 0 □	l=0 (1s)	n=1	1	2
m= 0 □ m = -1 0 +1 □□□	l=0 (2s) l=1 (2p)	n=2	4	8
m= 0 □ m = -1 0 +1 □□□ m =-2 -1 0 +1 +2 □□□□□	l=0 (3s) l=1 (3p) l= 2 (3d)	n=3	9	18

ملاحظة: كل فلك يتسع لـ إلكترونين

سؤال: كيف نحدد طاقته الأفلاك (أيهما أكبر وأيهما أصغر)؟
من حساب قيمة n+l

- **كلما كانت قيمة n+l أكبر كانت طاقة الفلك أكبر**
- **إذا تساوت قيمة n+l ننظر لقيمة n الأكبر**

سؤال: حدد أي الأفلاك التالية له طاقة أكبر؟

2p , 2s	3d , 3p	4s ,3p	5s , 4p	3d , 4s

سؤال: رتب تصاعديا كل من الافلاك الآتية 3d , 4s ,3p؟

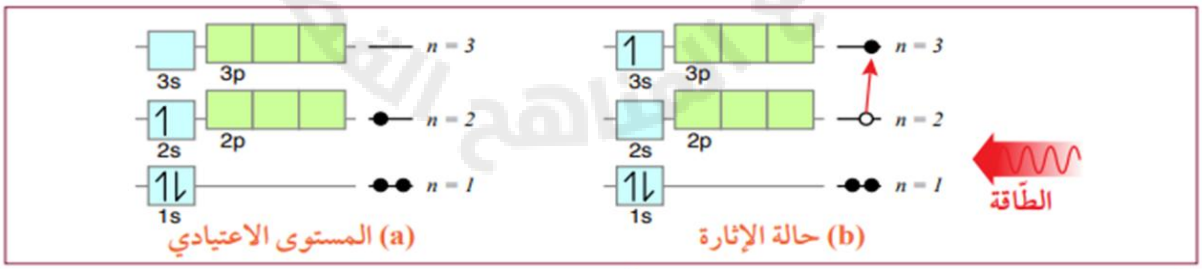
الاصغر		الاكبر
4s	3p	3d

سؤال: فسر المستوى 4s أقل طاقة من المستوى 3d؟

.....

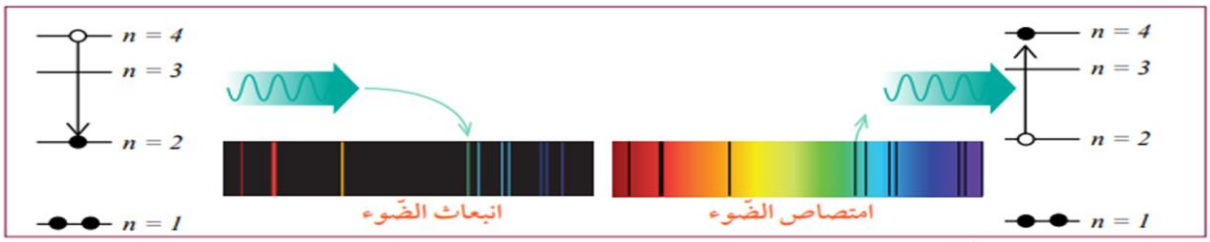
.....

سؤال: ما المقصود بمستوى الطاقة؟
هي مجموعة من الأفلاك التي لديها طاقة متقاربة



الشّكل 1-12 المستوى الاعتياديّ وحالة الإثارة لذرّة اللّيثيوم.

- **المستوى الاعتيادي: هو المستوى الذي تكون فيه جميع الالكترونات في أدنى طاقة ممكنة للذرة (أقرب للنواة)**
- **حالة الإثارة: هي الحالة التي يتوفر فيها إلكترون أو أكثر في فلك أعلى من المستوى الاعتيادي (ابعد عن النواة)**



الشّكل 1-13 تمتصّ الذّرّات الضّوء وتبعثه من خلال حركة الإلكترونات كما في ذرة الليثيوم.

سؤال: فسر كيف يتم انبعاث وامتصاص الضوء عند تسخين العنصر النقي كما في ذرة الليثيوم؟

- **يتم امتصاص الضوء بالتسخين عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى طاقة أعلى**
- **هل يتم انبعاث الضوء عندما يعود الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى (غير اعتيادي) إلى مستوى طاقة أدنى(اعتيادي)**

تقويم الدرس الأول 1-1 ص14

1-قارن بين الأنواع الثلاثة للجسيمات المكونة للذرة

البروتون p شحنته موجبة داخل النواة

النيترونn متعادل الشحنة داخل النواة

الإلكترون e سالب الشحنة خارج النواة

2- ما هو العدد الذي يحدد هوية العنصر؟

العدد الذري= عدد البروتونات

3- ما عدد إلكترونات ذرة الصوديوم المتعادلة الشحن الكهربائية علما أن نواتها تحتوي11 بروتونا؟

11 إلكترون

4- اذكر أعداد الكم الأربعة وحدد المعلومات التي تقدمها هذه الأعداد حول الأفلاك الذرية؟

عدد الكم	يمثل
الرئيسي n **n=1,2,3,4…..7**	• **طاقة المستوى الرئيسي** • **البعد النسبي للمستوى الطاقي عن النواة**
الثانوي l **l = (0 → n-1)**	• **عدد المستويات الفرعية** • **شكل الفلك**
المغناطيسيm **m=(-l→ 0→ +l)**	• **عدد الأفلاك** • **الاتجاه الفراغي للفلك داخل الذرة**
المغزليS **-1\2 , +1\2**	• **اتجاه دوران الإلكترون حول نفسه** (مع عقارب الساعة أو عكسها)

5- حدد العدد الإجمالي للإلكترونات الذي يمكن أن يتسع لها كل نوع من المستويات الفرعية الآتية

- يتسع المستوى الفرعي s لـ 2 من الإلكترونات
- يتسع المستوى الفرعي p لـ 6 من الإلكترونات
- يتسع المستوى الفرعي d لـ 10 من الإلكترونات
- يتسع المستوى الفرعي f لـ 14 من الإلكترونات

6- **بالإشارة إلى المستوى الاعتيادي وحالة الإثارة للإلكترون**

a- ما الفرق بينهما:

- المستوى الاعتيادي: هو المستوى الذي تكون فيه جميع الالكترونات في أدنى طاقة ممكنة للذرة (أقرب للنواة)
- حالة الإثارة: هي الحالة التي يتوفر فيها إلكترون أو أكثر في فلك أعلى من المستوى الاعتيادي (ابعد عن النواة)

b- أيهما الأبعاد من النواة

حالة الإثارة

c- أيهما لديه الطاقة الأعلى

حالة الإثارة

7- في مقطع الجدول الدوري أدناه أي من هذه العناصر لديها الكترون واحد في الفلك s؟

1 H هيدروجين	3 Li ليثيوم	5 B بورون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	12 Mg مغنيسيوم	19 K بوتاسيوم

الهيدروجين والليثيوم والبوتاسيوم

8- ما العلاقة الرياضية بين عدد الكم الرئيسي n وعدد أفلاك مستوى الطاقة الرئيسي وبين عدد الإلكترونات اللازم لإشباع المستوى الرئيسي؟

عدد أفلاك مستوى الطاقة الرئيسي n^2

عدد الإلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي $2n^2$

9- ما عدد الإلكترونات التي يمكنها أن تشغل مستويات الطاقة الرئيسية عندما يكون:

a- n=1 عدد الالكترونات 2

b- n=3 عدد الالكترونات 8

10- ما الفلك الذي لديه أعداد الكم الأربعة الآتية: $(n, \ell, m, s) = (2,1,1,-\frac{1}{2})$؟

2p

11- علل:

a- لا يتنافر الكتروني الفلكي الواحد

لأن الكتروني الفلك الواحد ي يغزلان بشكل متعاكس

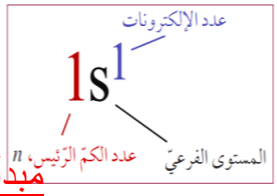
b- يتسع المستوى الفرعي d لعشرة الالكترونات فقط

لأن المستوى الفرعي d له خمسة أفلاك وكل فلك يتسع ل الكترونين

12- فيما يختلف الإلكترون ان الموجودان في المستوى الفرعي $3p_y$

يختلفان بعدد الكم المغزلي الأول s= +1\2 والثاني s= -1\2

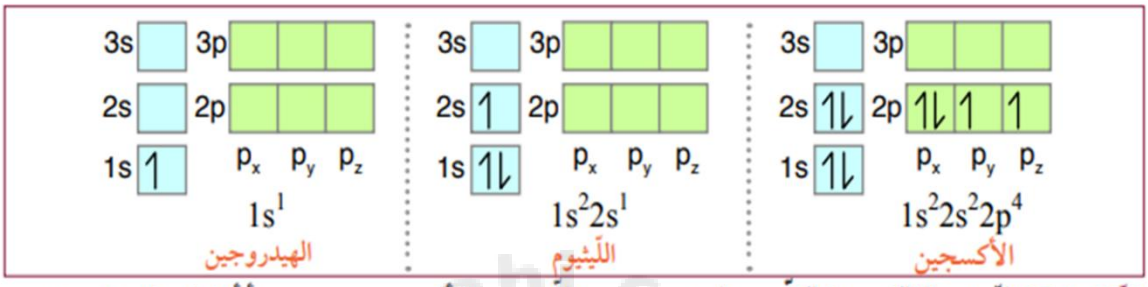
الدرس الثاني: التوزيع الإلكتروني



سؤال: ما المقصود التوزيع الإلكتروني؟
هي طريقة توضح كيفية توزيع الالكترونات في مستويات الطاقة الفرعيةs\p\d\f

مبدأ أوف

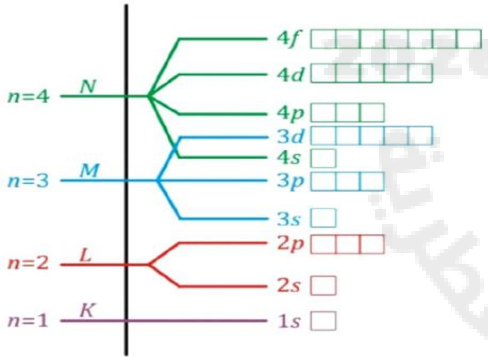
مبدأ باو لي للاستبعاد: لا يوجد إلكترونات في الذرة نفسها يكون لهما قيم أعداد الكم الأربعة نفسها
قاعدة هوند: تمتلئ الأفلاك الفرعية بالإلكترونات بشكل فردي ثم بصورة مزدوجة



الشّكل 15-1 التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ من الهيدروجين، واللّيثيوم، والأكسجين حسب مبدأ أوفباو وقاعدة هوند.

لاتنسى :

- نحدد الطاقة الأدنى للفلك والطاقة الأعلى للفلك من حساب قيمة (n+l)
- طاقة الفلك 4s أقل (تملأ أولاً) من طاقة الفلك 3d



ملاحظة هامة :

تكون الذّرّة في وضع أكثر استقرارًا وأقلّ طاقة عندما يكون المستوى الفرعيّ (d) نصف ممتلئ (d^5) بالإلكترونات، أو ممتلئ (d^{10})، أو فارغ من الإلكترونات (d^0).

لذلك في العنصرين $_{24}Cr$ و $_{29}Cu$

العنصر	التوزيع الالكتروني المتوقع	التوزيع الالكتروني الفعلي (الصحيح)
$_{24}Cr$	$[_{18}Ar]\,4s^2 3d^4$	$[_{18}Ar]\,4s^1 3d^5$
$_{29}Cu$	$[_{18}Ar]\,4s^2 3d^9$	$[_{18}Ar]\,4s^1 3d^{10}$

اكتب التوزيع الالكتروني للعناصر الكيميائية؟ (جدول التوزيع)

العدد الذري	اسم العنصر	التوزيع الإلكتروني	ترميز الغاز النبيل
1	هيدروجين H	$1s^1$	
2	هيليوم He	$1s^2$	
3	ليثيوم Li	$1s^2 2s^1$	$[_2He]\ 2s^1$
4	بريليوم Be	$1s^2 2s^2$	$[_2He]\ 2s^2$
5	بورون B	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[_2He]\ 2s^2 2p^1$
6	كربون C	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[_2He]\ 2s^2 2p^2$
7	نيتروجين N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[_2He]\ 2s^2 2p^3$
8	أكسجين O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[_2He]\ 2s^2 2p^4$
9	فلورين F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[_2He]\ 2s^2 2p^5$
10	نيون Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[_2He]\ 2s^2 2p^6$
11	صوديوم Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[_{10}Ne]\ 3s^1$
12	مغنيزيوم Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[_{10}Ne]\ 3s^2$
13	ألمنيوم Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^1$
14	سيليكون Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^2$
15	فوسفور P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^3$
16	كبريت S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^4$
17	كلورين Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^5$
18	أرجون Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$
19	بوتاسيوم K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[_{18}Ar]\ 4s^1$
20	كالسيوم Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[_{18}Ar]\ 4s^2$
21	سكانديوم Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^1$
22	تيتانيوم Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^2$
23	فاناديوم V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6 4s^2 3d^3$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^3$
24	كروميوم Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$	$[_{18}Ar]\ 4s^1 3d^5$
25	منغنيز Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^5$
26	حديد Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^6$
27	كوبالت Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^7$
28	نيكل Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^8$
29	نحاس Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$[_{18}Ar]\ 4s^1 3d^{10}$
30	زنك Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$	$[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10}$

الغازات النبيلة (الخاملة)

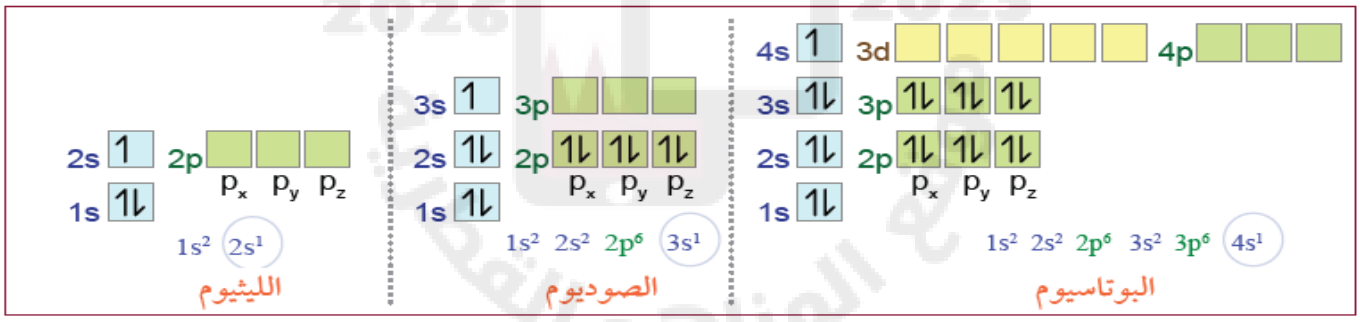
- توجد الغازات النبيلة في المجموعة الثامنة عشر من الجدول الدوري
- تتميز الغازات النبيلة أن جميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات لذلك معظمها لا يميل لتكوين روابط كيميائية
- العناصر التي لديها مستويات طاقة ممتلئة كليا يكون لها أدنى طاقة كاملة لذلك لا تكون روابط كيميائية

ممتلئ	ممتلئ	ممتلئ	ممتلئ
$1s^2$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
الهيليوم	النيون	الأرجون	الكريبتون

الشّكل 1-19 التّوزيع الإلكترونيّ للغازات النّبيلة.

الفلزات القلوية (عناصر المجموعة1)

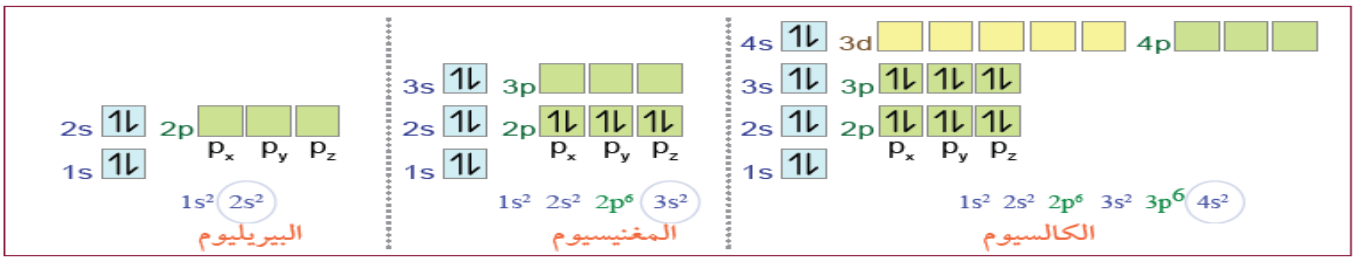
- توجد الفلزات القلوية في المجموعة الأولى من الجدول الدوري
- تتميز الفلزات القلوية بوجود إلكترون واحد في مستوى الطاقي الأخير s إي غير ممتلئة
- تفقد الفلزات القلوية إلكترون واحدا\فسّر\ حتى تحصل على مستويات طاقة ممتلئة كلياً اي أكثر استقرارا
- نستنتج الذرات ذات مستويات طاقة غير مكتملة هي من تكون روابط كيميائية



الشّكل 1-20 للفلزات القلويّة كلّها إلكترون واحد في المستوى الفرعيّ (s).

الفلزات القلوية هل الأرضية (عناصر المجموعة2)

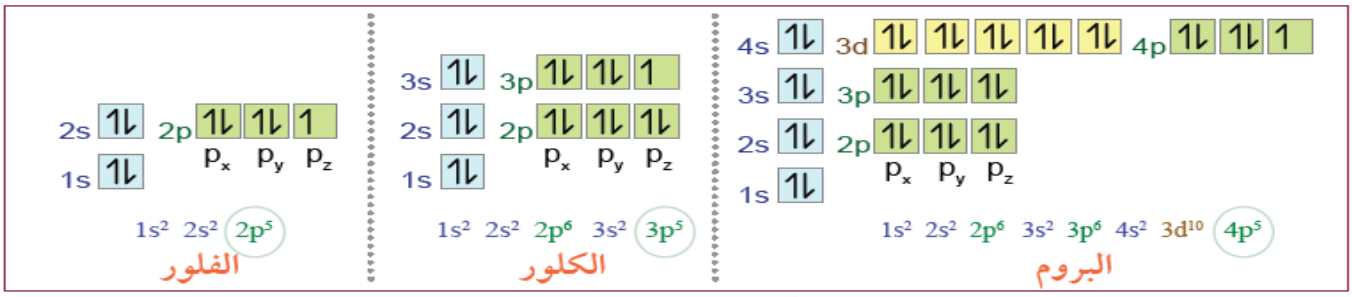
- توجد الفلزات القلوية الأرضية في المجموعة الثانية من الجدول الدوري
- تتميز الفلزات القلوية الأرضية بوجود الكترونين في مستوى الطاقة الأخير s أي غير ممتلئة
- تفقد الفلزات القلوية الأرضية الكترونين\فسر\حتى تحصل على مستويات طاقة ممتلئة كليا أي أكثر استقرارا
- نستنتج الذرات ذات مستويات طاقة غير مكتملة هي من تكون روابط كيميائية



الشّكل 1-21 للفلزّات القلويّة الأرضيّة غير المرتبطة إلكترونان اثنان في المستوى الفرعيّ (s).

الهالوجينات (عناصر المجموعة 17)

- الهالوجينات لا في الذات تقع في المجموعة السابعة عشرة من الجدول الدوري
- تتميز الهالوجينات بوجود سبع الالكترونات في مستوى الطاقة الأخيرة أي غير ممتلئة
- تكسب الهالوجينات الكترون واحد \فسر\حتى تحصل على مستويات طاقة ممتلئة كليا أي أكثر استقرارا
- نستنتج الذرات زاد مستويات طاقة غير مكتملة هي من تكون روابط كيميائية



الشّكل 1-22 التّوزيع الإلكترونيّ للهالوجينات الثّلاثة الأولى Br، و Cℓ و F.

التوزيع الالكتروني للأيونات:

- الأيون الموجب هو ذرة فقدت إلكترون أو أكثر
- الأيون السالب هو ذرة اكتسبت إلكترون أو أكثر

في حال التوزيع الإلكتروني للأيونات موزع الذرة المتعادلة أولا ثم

- نزع إلكترونات المستوى الرئيسي الأخير (بالنسبة لـ الأيون الموجب)
- ونضيف الإلكترونات إلى المستوى الأخير (بالنسبة لـ الأيون السالب)

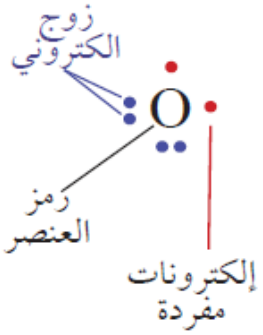
مثال: أكتب التوزيع الالكتروني للأيونات التالية؟

كيف تم العملية	الايون	العنصر متعادل كهربائيا
إضافة 2 الكترون الى $3p^4$	$S^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
إضافة 1 الكترون الى $3p^5$	$Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
فقد 1الكترون من $3s^1$	$Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$	$Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
فقد 3 الكترون من $3s^2 3p^1$	$Al^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6$	$Al: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
فقد 2الكترون من $4s^2$	$Fe^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$	$Fe: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
فقد 2الكترومن $4s^2$ ثم الكترون من $3d^6$	$Fe^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$	$Fe: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
فقد 1الكترون من $4s^1$	$Cu^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$Cu: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
فقد1الكترون من $4s^1$ ثم الكترون من $3d^{10}$	$Cu^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$	$Cu: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

عرف إلكترونات التكافؤ: هي مجموع إلكترونات المستوى الرئيسي الخارجي(الأخير)
عرف التكافؤ: هو عدد الإلكترونات التي يفقدها العنصر أو يكسبها أو يشارك بها للوصول لبنية الغاز النبيل

العنصر	الكترونات التكافؤ	تمثيل لويس النقطي	عدد الالكترونات التي يفقدها او يكتسبها او يشارك بها	التكافؤ	شحنة التكافؤ
$N: 1s^2 2s^2 2p^3$	5		يكسب 3e	3	-
$O: 1s^2 2s^2 2p^4$	6		يكسب 2e	2	-
$F: 1s^2 2s^2 2p^5$	7		يكسب 1e	1	-
$Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$	8		لايكسب ولا يفقد	0	
$Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1		يفقد 1e	1	+
$Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2		يفقد 2e	2	+
$Al: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3		يفقد 3e	3	+
$Si: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4		يفقد او يكسب او يشارك 4e	4	
$P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	5		يكسب 3e	3	-
$S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6		يكسب 2e	2	-
$Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7		يكسب 1e	1	-

تمثيل لويس النّقطيّ لعنصر الأكسجين



إلكترونات التّكافؤ

1	2	3	4	5	6	7	8
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

أمثلة:

التوزيع الالكتروني حسب ترميز الغاز النبيل	التوزيع الالكتروني للأيونات
$_{2}He: 1s^2$	$_{2}He:$
$_{3}Li:[_{2}He]\ 2s^1$	$_{3}Li^{+}:[_{2}He]$
$_{4}Be:[_{2}He]\ 2s^2$	$_{4}Be^{2+}:[_{2}He]$
$_{5}B:[_{2}He]\ 2s^2 2p^1$	$_{5}B^{3+}:[_{2}He]$
$_{6}C:[_{2}He]\ 2s^2 2p^2$	$_{6}C:[_{2}He]$
$_{7}N:[_{2}He]\ 2s^2 2p^3$	$_{7}N^{3-}:[_{2}He]\ 2s^2 2p^6$
$_{8}O:[_{2}He]\ 2s^2 2p^4$	$_{8}O^{2-}:[_{2}He]\ 2s^2 2p^6$
$_{9}F:[_{2}He]\ 2s^2 2p^5$	$_{9}F^{-}:[_{2}He]\ 2s^2 2p^6$
$_{10}Ne:[_{2}He]\ 2s^2 2p^6$	$_{10}Ne:[_{2}He]\ 2s^2 2p^6$
$_{11}Na:[_{10}Ne]\ 3s^1$	$_{11}Na^{+}:[_{10}Ne]$
$_{12}Mg:[_{10}Ne]\ 3s^2$	$_{12}Mg^{2+}:[_{10}Ne]$
$_{15}P:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^3$	$_{15}P^{3-}:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$
$_{16}S:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^4$	$_{16}S^{2-}:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$
$_{18}Ar:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$	$_{18}Ar:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$
$_{19}K:[_{18}Ar]\ 4s^1$	$_{19}K^{+}:[_{18}Ar]$
$_{20}Ca:[_{18}Ar]\ 4s^2$	$_{20}Ca^{2+}:[_{18}Ar]$

تدريب: اكتب التوزيع الالكتروني للعناصر الآتية حسب قاعدة هوند (طريقة المربعات) ؟

التكافؤ	تمثيل لويس النقطي	الكترونات التكافؤ	التوزيع الالكتروني حسب قاعدة هوند (طريقة المربعات)	التوزيع الالكتروني حسب ترميز الغاز النبيل
				$_1H: 1s^1$
				$_2He: 1s^2$
				$_3Li:[_2He]\ 2s^1$
				$_4Be:[_2He]\ 2s^2$
				$_5B:[_2He]\ 2s^2 2p^1$
				$_6C:[_2He]\ 2s^2 2p^2$
				$_7N:[_2He]\ 2s^2 2p^3$
				$_8O:[_2He]\ 2s^2 2p^4$
				$_9F:[_2He]\ 2s^2 2p^5$
				$_{10}Ne:[_2He]\ 2s^2 2p^6$

العنصر	العدد الذرّي	التوزيع الإلكترونيّ	مخطّط الأفلاك قاعدة هوند	إلكترونات التكافؤ	التكافؤ	تمثيل لويس النقطيّ
N	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	3s ⇅ 3p 1 1 1 2s ⇅ 1s ⇅	5	3	·N·
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	3s ⇅ 3p ⇅ 1 1 2s ⇅ 1s ⇅	6	2	:O:
Cℓ	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	3s ⇅ 3p ⇅ ⇅ 1 2s ⇅ 2p ⇅ ⇅ ⇅ 1s ⇅	7	1	:Cℓ:
Mg	12	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$	3s ⇅ 3p 2s ⇅ 2p ⇅ ⇅ ⇅ 1s ⇅	2	2	·Mg
Na	11	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	3s 1 3p 2s ⇅ 2p ⇅ ⇅ ⇅ 1s ⇅	1	1	Na·
Si	14	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$	3s ⇅ 3p 1 1 2s ⇅ 2p ⇅ ⇅ ⇅ 1s ⇅	4	4	·Si·
Ar	18	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$	3s ⇅ 3p ⇅ ⇅ ⇅ 2s ⇅ 2p ⇅ ⇅ ⇅ 1s ⇅	8	0	:Ar:

تقويم الدرس الثاني 1-2 ص31

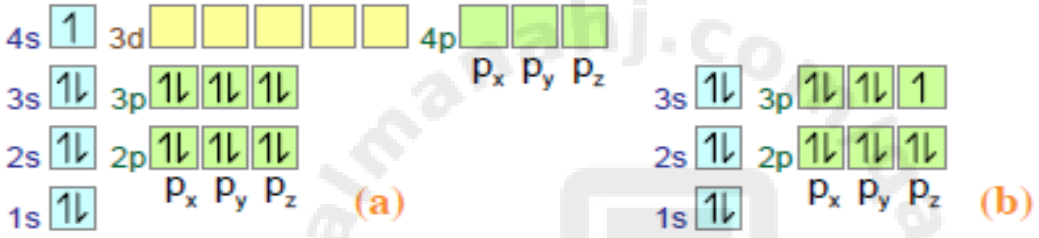
1. مستعينًا بالجدول الدّوريّ، اكتب رموز العناصر التي ينتهي التّوزيع الإلكترونيّ لديها بـ p^4.

الأكسجين: $(O)\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

الكبريت: $(S)\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

السيلينيوم: $(Se)\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$

2. انظر إلى التوزيعات الإلكترونيّة (a ،b) المبيّنة في المخطّط أدناه:



a. أُكتب رموز هذين العنصرين: يمتلك العنصر (a) (19) إلكترونًا. ويتبيَّن من خلال الاستعانة بالجدول الدوري أن العنصر هو البوتاسيوم K، في حين يمتلك العنصر (b) (17) إلكترونًا. ويتبيَّن من خلال الاستعانة بالجدول الدوري للعناصر أن العنصر هو الكلور $C\ell$.

b. أُكتب التّوزيع الإلكترونيّ لكلّ منهما بطريقة اوفباو: بطريقة اوفباو، حيث يجري توزيع الإلكترونات كالآتي:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

c. حدّد عدد إلكترونات التّكافؤ لكلّ عنصر. اِستنتج تكافؤ كلّ منهما: عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر (a) وهو البوتاسيوم K، يساوي (1)، وتكافؤه يساوي (1). عدد إلكترونات التكافؤ للعنصر (b) وهو الكلور $C\ell$ يساوي (7)، وتكافؤه يساوي (1).

d. أُكتب تمثيل لويس النّقطيّ لكلّ منهما.

تمثيل لويس النقطي لعنصر البوتاسيوم: $\dot{K}$

وتمثيل لويس النقطي لعنصر الكلور: $:\ddot{C}\ell\cdot$

3. أدرس العناصر الآتية:

13 Al ألومنيوم	3 Li ليثيوم	5 B بورون	7 N نيتروجين	8 O أكسجين	9 F فلور	20 Ca كالسيوم	12 Mg مغنيسيوم

a. أيّ من العناصر الواردة أعلاه ينتهي توزيعه الإلكترونيّ بـ $4s^2$؟

يُفترض بالطلاب أن يعرفوا أن العنصر الذي ينتهي توزيعه بـ $(4s^2)$ ينتمي إلى المجموعة 2، (وسيكون إما المغنيسيوم Mg، وإما الكالسيوم Ca)، ويقع في الدورة الرابعة. ومن خلال الاستعانة بالجدول الدوري، والتوزيع الإلكتروني، يستنتج الطلاب أن العنصر هو الكالسيوم (Ca): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$.

b. ما عدد إلكترونات تكافؤ عنصر الأكسجين وتكافؤه؟

4. كتب طالبٌ التّوزيع الإلكترونيّ الآتي: $1s^2 2s^1 2p^6 3s^1 3p^1$. حدّد خطأ الطالب، واكتب التوزيع الإلكترونيّ الصّحيح لهذا العنصر؛ علّل إجابتك.

يجب أن يكتب الفلك $(2s^1)$ في هيئة $(2s^2)$. وبذلك يكون التوزيع الإلكتروني الصحيح على النحو الآتي: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$، ويكون العنصر هو الصوديوم (Na).

5. إستخدم التّوزيع الإلكترونيّ لتحديد أيّ من العناصر الآتية يختلف كيميائيًّا عن العناصر الأخرى: الألومنيوم Al، البورون (B)، الكالسيوم Ca، المغنيسيوم Mg، الجاليوم Ga. علّل إجابتك.

يمتلك كل من الألومنيوم، والبورون، والجاليوم، التوزيع الإلكتروني نفسه لمستوى الطاقة الخارجي، وهو $(ns^2\ np^1)$، أي ثلاثة إلكترونات تكافؤ، أي إن العناصر الثلاثة جميعًا تقع في المجموعة 13 من الجدول الدوري؛ في حين أن المغنيسيوم

6. ما عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطّاقة الثّالث لعنصر الفوسفور P؟

خمس إلكترونات

7. إستخدم تمثيل لويس النقطي للإلكترونات المبيّنة أدناه، وقائمة العناصر المرفقة لمطابقة العنصر الصّحيح مع تمثيل لويس النّقطيّ التّابع له:

البورون	المغنيسيوم	الأكسجين	الأرجون	الفوسفور	السيليكون
$\cdot\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{Mg}}}\cdot$	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{B}}}\cdot$	$\cdot\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{Si}}}\cdot$	$\cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot}{P}}}\cdot$	$\cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot}{O}}}:$	$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot}{Ar}}}:$
(a)	(b)	(c)	(d)	(e)	(f)

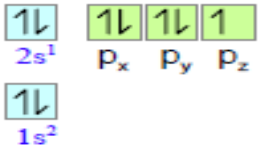
البورون (b)، المغنيسيوم (a)، الأكسجين (e)، الأرجون (f)، الفوسفور (d)، السيليكون (c).

8. ما نصّ قاعدة هوند؟

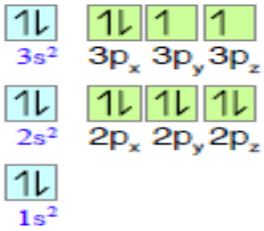
لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوى فرعي إلا بعد أن تُشغَل الأفلاك بشكل فردي أولًا.

9. اكتب التّوزيع الإلكترونيّ لعنصر الفلور F، وعنصر الكبريت S، وللأيون Ca^{2+}، بحسب قاعدة هوند.

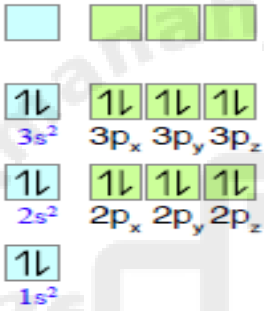
– الفلور: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ (F)



– الكبريت: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (S)



– أيون الكالسيوم: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (Ca^{2+})



الدرس الثالث: الروابط الكيميائية

سؤال: كيف تتشكل الجزيئات والمركبات؟

عن طريق ارتباط الذرات مع بعضها البعض

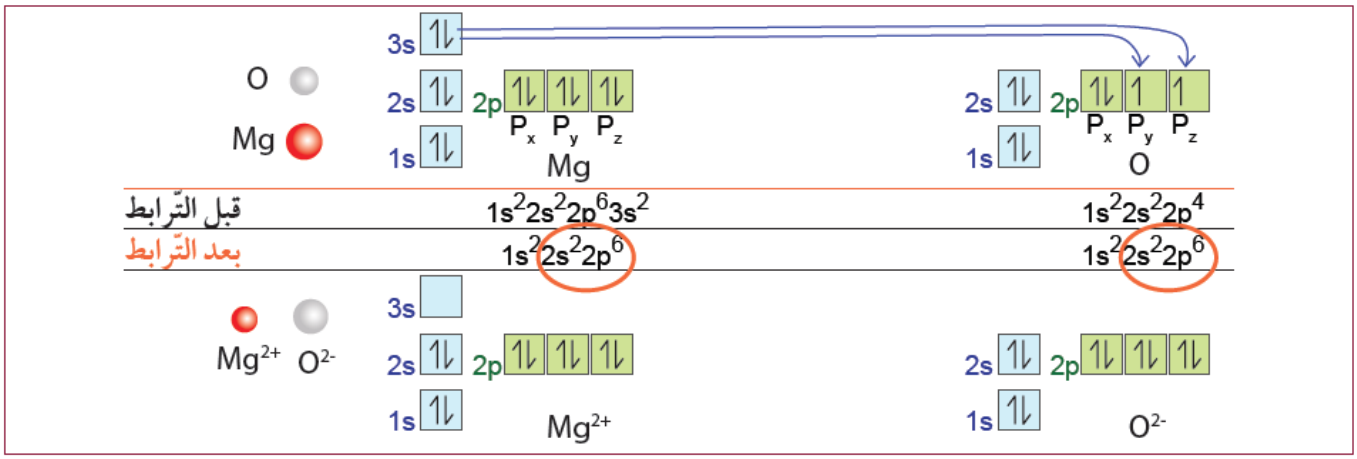
سؤال: ماسبب تكوين الروابط الكيميائية؟

لكي تصل الذرة إلى حالة الاستقرار تكون فيه عند الحد الأدنى من الطاقة والتوزيع الإلكتروني المماثل لأقرب غاز نبيل

سؤال: اذكر نص قاعدة الثمانية؟

تميل معظم الذرات إلى تكوين روابط كيميائية لتصل إلى ثمانية إلكترونات في مستوى طاقتها الأخير

مثال:

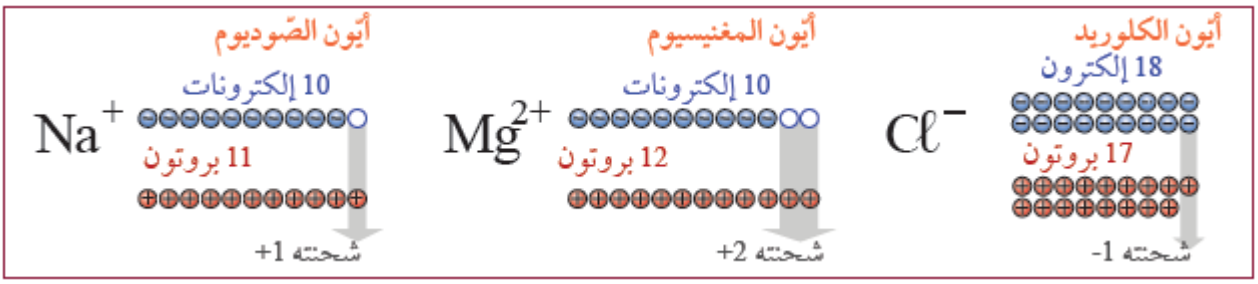


الشّكل 1-34 تفسّر قاعدة الثّمانية سبب ارتباط ذرّة المغنيسيوم مع ذرّة الأكسجين.

الروابط بين الذرات

1- الرابطة الايونية :

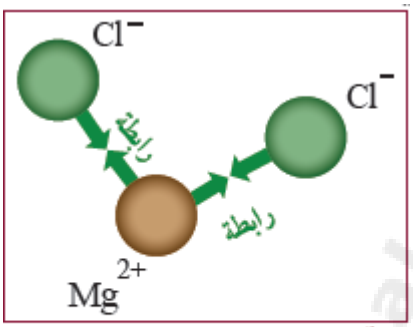
- الأيون الموجب هو ذرة فقدت إلكترون أو أكثر
- الأيون السالب هو ذرة اكتسبت اللي كترون أو أكثر



سؤال: كيف تتكون الرابطة الأيونية؟

تتكون الرابطة الأيونية نتيجة وجود قوى جذب الكترو ستاتيكي بين شحنة موجبة وأخرى سالبة

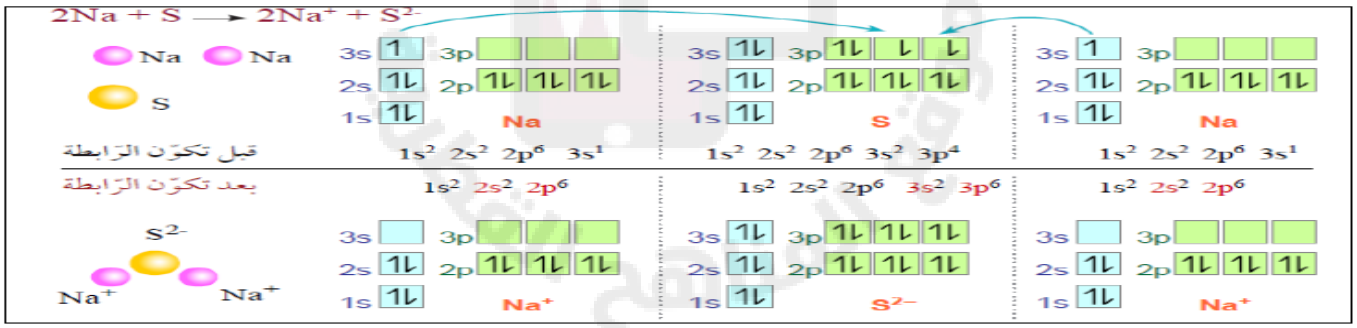
مثال: **تكون المركب الأيوني كلوريد المغنيزيوم**



الشّكل 1-40 الرّابطتان الأيونيّتان في المركّب $MgCl_2$.

مثال: **تكون المركب الأيوني كبريتيد الصوديوم**

ال



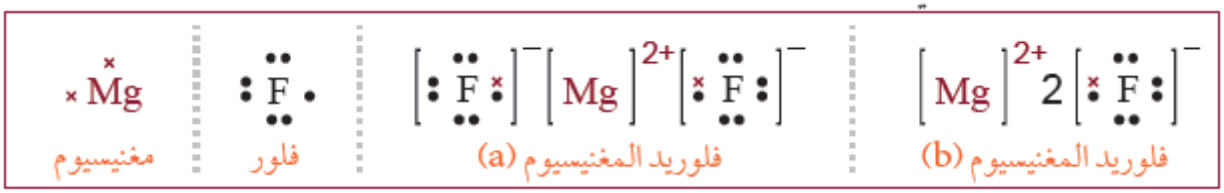
ملاحظة: التمثيل النقطي حسب مبدأ لويس يساعد على تحديد الايون المتشكل (موجب أو سالب) عن طريق فقدان او اكتساب الالكترونات للوصول لبنية الغاز النبيل

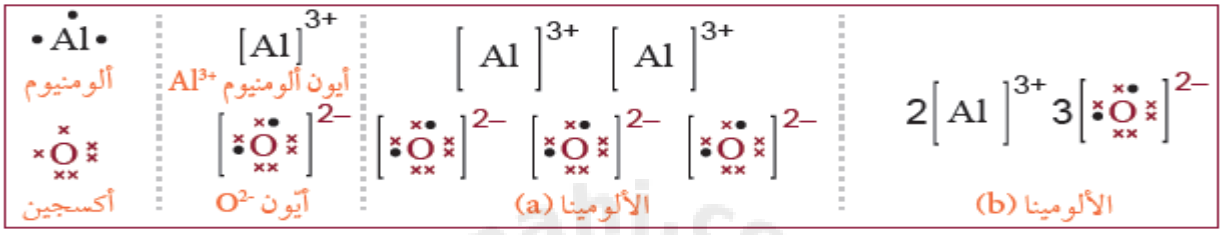
الجدول 1-8 تمثيلات لويس النّقطيّة لبعض الأيونات الشّائعة.

عناصر المجموعة 1A		عناصر المجموعة 2A		عناصر المجموعة 3A		عناصر المجموعة 6A		عناصر المجموعة 7A	
ذرّة	أيون	ذرّة	أيون	ذرّة	أيون	ذرّة	أيون	ذرّة	أيون
Li	$[Li]^+$	Be	$[Be]^{2+}$	Al	$[Al]^{3+}$	O	$[O]^{2-}$	F	$[F]^-$
Na	$[Na]^+$	Mg	$[Mg]^{2+}$			S	$[S]^{2-}$	Cl	$[Cl]^-$
K	$[K]^+$	Ca	$[Ca]^{2+}$			Se	$[Se]^{2-}$	Br	$[Br]^-$

امثلة:

الشّكل 1-43 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب كلوريد الصّوديوم NaCℓ.





الشّكل 1-45 تمثيل لويس النّقطيّ لمركّب الألومينا $A\ell_2O_3$.

استخدم تمثيل لويس النّقطيّ لإيجاد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب الأيوني الثنائي المكوّن من الكالسيوم والفلور.

- لموازنة شحنة أيون الكالسيوم الّتي تساوي (2+)، يجب أن يتوفّر أيونا فلوريد؛ لأن شحنة كلّ منهما تساوي (1-)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي CaF_2.

المسألة: استخدم تمثيل لويس النّقطيّ لإيجاد الصّيغة الكيميائيّة للمركّب الأيونيّ الثنائيّ المكوّن من النّيتروجين والبوتاسيوم.

الحلّ:

- ارسم تمثيلات لويس النّقطيّة لكلّ من النّيتروجين والبوتاسيوم وأيوناتهما.

- لموازنة شحنة أيون النّيتريد والّتي تساوي (3-)، يجب أن تتوفّر ثلاثة أيونات بوتاسيوم؛ لأن شحنة كلّ منها تساوي (1+)، إذًا الصّيغة الكيميائيّة الصّحيحة لهذا المركّب هي K_3N.

2- **الرابطة التساهمية:** تتكون بين ذرتين بمشاركة زوج الكتروني أو أكثر بين الذرات
توجد الرابطة التساهمية على ثلاثة اشكال وهي

❖ **الرابطة التساهمية الأحادية:** تتكون بمشاركة زوج الكتروني (الكترون من كل ذرة)

الشّكل 1-48 تمثيل لويس النّقطيّ لجزيء الهيدروجين الثنائيّ الذّرّة H_2.

- **نوع الرابط الأحادية: سيغما**
- **نوع التهجين: SP^3**
- **نوع التداخل: افقي**
- **نوع الافلاك المتداخلة: P,P S,P S,S**
- **قوة الرابطة: قوية وطويلة**

❖ **الرابطة التساهمية الثنائية:** تتكون بمشاركة زوجين الكترونين (الكترونان من كل ذرة)

- **نوع الرابط الثنائية: الأولى سيغما والثانية باي**
- **نوع التهجين: SP^2**
- **نوع التداخل في الرابطة باي: عامودي**
- **نوع الافلاك المتداخلة في الرابطة باي: P,P**
- **قوة الرابطة باي : ضعيفة وقصيرة**

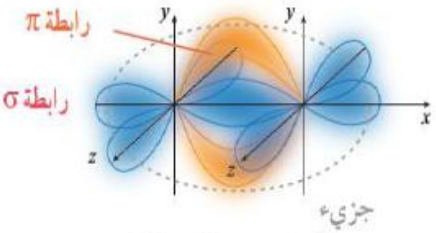
❖ **الرابطة التساهمية الثلاثية:** تتكون بمشاركة 3 أزواج الكترونية (3 الكترونات من كل ذرة)

- **نوع الرابط الثلاثية: الأولى باي والثانية سيغما والثالثة باي**
- **نوع التهجين: SP**

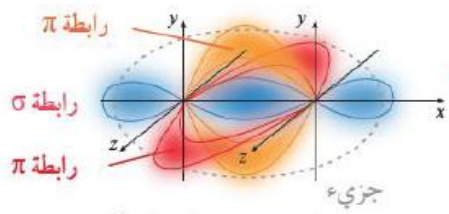
مقارنة بين الرابطة سيغما والرابطة باي

نوع الرابطة	الرابط سيغما	الرابط باي
نوع التهجين	SP^3	SP^2
نوع الأفلاك المتداخلة	P,P S,P S,S	P,P
قوة الرابطة	قوية	ضعيفة
نوع التداخل	أفقي	عامودي

تداخل أفلاك s في الرابطة الأحادية



أفلاك p_x ،p_y للرّابطة الثنائية

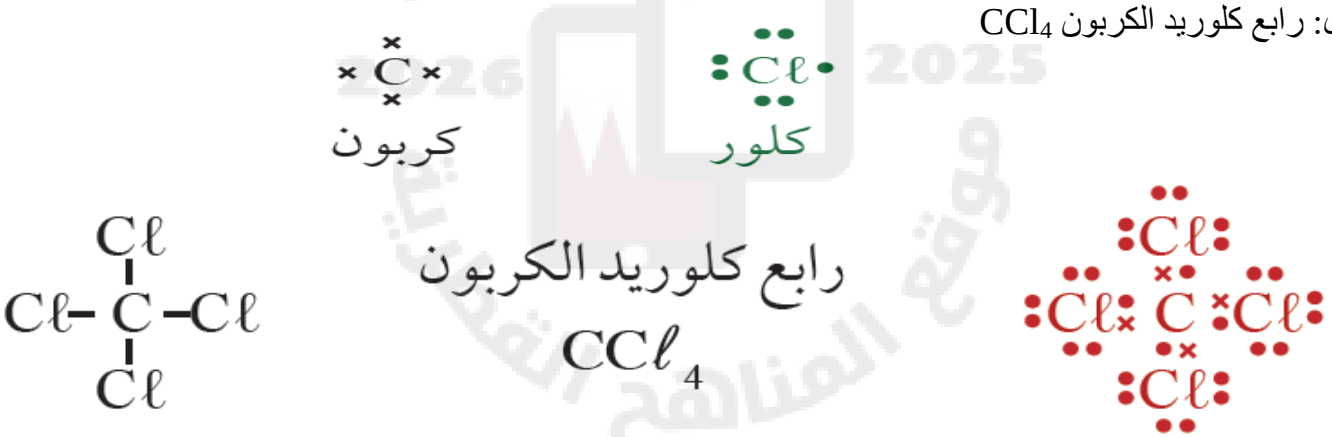


أفلاك p_x ،p_y ،p_z للرّابطة الثّلاثيّة

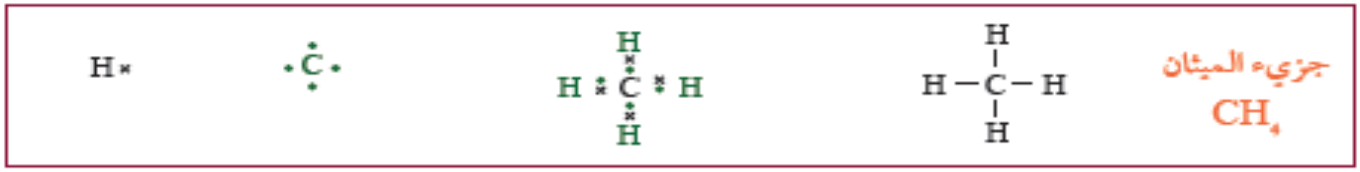
تمثيل لويس النقطي:

تُحيط بكلّ ذرّة داخل الجزيء في تمثيل لويس النّقطيّ ثماني نقاط تبعًا لقاعدة الثّمانية ، باستثناء الهيدروجين فيكون محاطًا بنقطتين.

مثال: رابع كلوريد الكربون CCl_4

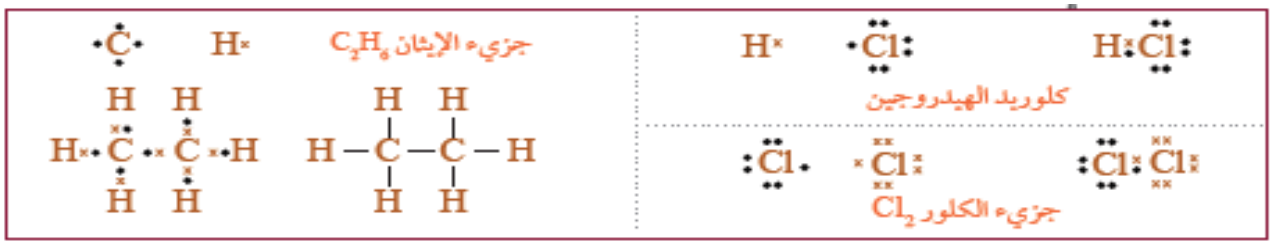


مثال: جزيء الميثان CH_4



الشّكل 1-51 باستخدام تمثيل لويس النّقطيّ يمكننا التّعرّف إلى التّركيب الجزيئيّ للمركّب (CH_4).

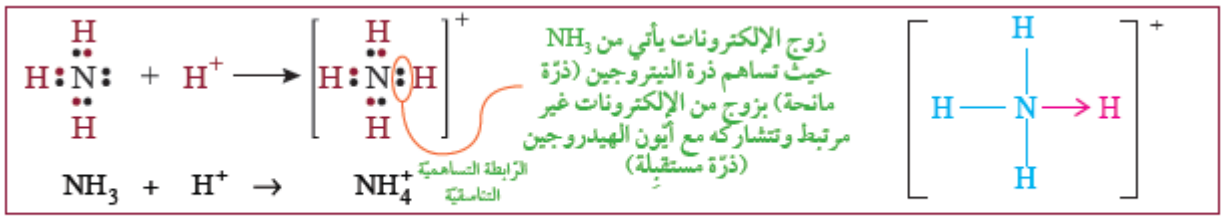
أمثلة:



الشّكل 1-52 تمثيل لويس النّقطيّ لجزيئات كلوريد الهيدروجين والكلور والإيثان.

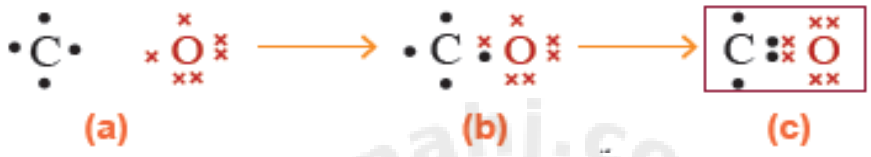
3- الرابطة التناسقية: تتكون بين ذرتين الأولى تملك زوج الكترونياً غير مرتبط (مانحة) والثانية تملك فلك فارغاً(مستقبل)

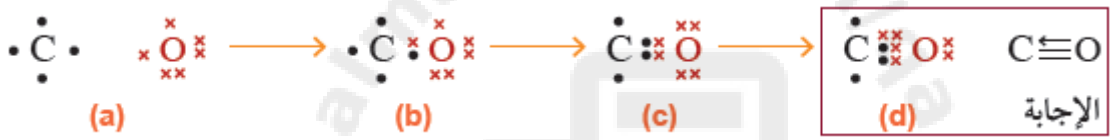
مثال: يتكون أيون الأمونيوم من الامونيا مع أيون الهيدروجين



الشّكل 1-57 رابطة تساهميّة تناسقية في تكوين أيّون الأمونيوم NH_4^+.

مثال: أول اكسيد الكربون



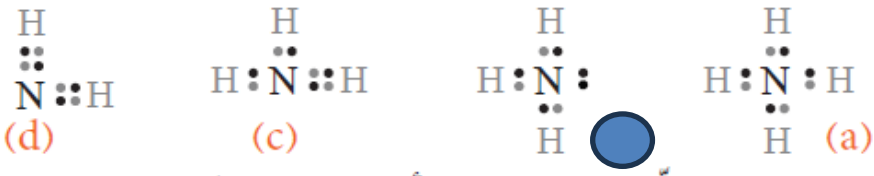


تقويم الدرس الثالث 1- 3 ص49

1. أيّ من العبارات الآتية تعدّ أفضل وصف للرّابطة التّساهميّة الأحاديّة؟
   - a. جسر من المادّة يربط ذرّتين معًا.
   - b. زوج من الإلكترونات المشتركة بين ذرّتين.
   - c. قوّة جذب للشّحنة الموجبة بين نوى الذّرّات.
   - d. عندما تتقارب الذّرّات بشكل كاف، فإنّ الجاذبيّة تجمعها معًا.
2. ارسم تمثيل لويس النّقطيّ لأيّون الألومنيوم $A\ell^{3+}$.

$[Al]^{3+}$

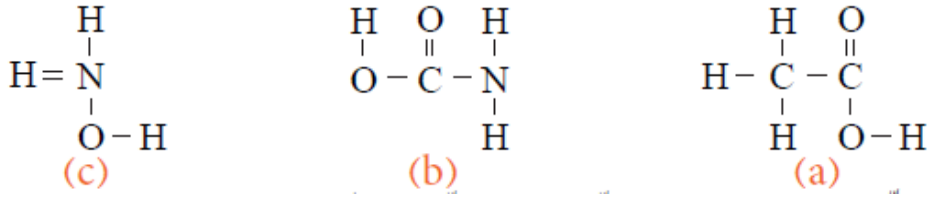
3. أحد تمثيلات لويس النّقطيّة أدناه يعدّ صحيحًا لمركّب متعادل مكوّن من النّيتروجين والهيدروجين. اختر التّركيب الصّحيح، ثم وضّح لماذا تعدّ التّراكيب الثّلاثة الأخرى غير صحيحة.



4. صف المقصود بقاعدة الثّمانية ، مستخدمًا أسلوبك الخاصّ.

عندما تتكوّن المُركّبات، فإن الذّرات تكسب الإلكترونات، أو تفقدها أو تتشارك فيها ليصبح لديها في معظم الأحيان ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير.

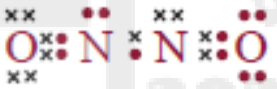
5. أيّ من أشكال التّراكيب الجزيئية المبيّنة أدناه لا يوجد على هيئة مركّب متعادل ومستقرّ؟ ولماذا؟



المركّب (c)، لأن ذرّة النيتروجين لديها أربع روابط في مركّب متعادل، وكذلك ذرّة الهيدروجين لديها رابطتان وهذا غير صحيح .

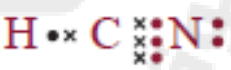
6. ارسم مخطّطات تمثيل لويس النّقطيّ للمركّبات الآتية:

a. N_2O_2

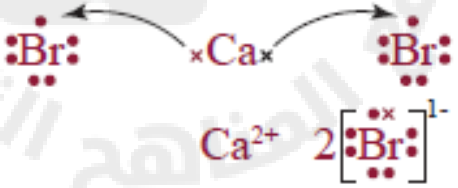


b. CO_2

c. HCN



d. $CaBr_2$

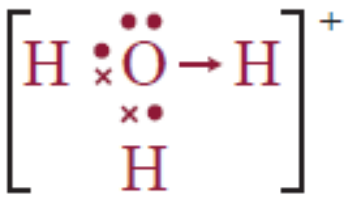


7. ما نوع الرّابطة في الحالات الآتية:

a. ارتباط الهيدروجين (H) مع النّيتروجين (N). رابطة تساهميّة أحاديّة.

b. ارتباط الصّوديوم (Na) مع الفلور (F). رابطة أيّونيّة.

8. ارسم مخطّط تمثيل لويس لأيون الهيدرونيوم H_3O^+.



الدرس الثاني السالبية الكهربائية

سؤال: ما المقصود بالسالبية الكهربائية؟

قدرة كل عنصر على جذب الكترونات ذرة عنصر أخر عند تكوّن الرابطة الكيميائية

سؤال: ما دور السالبية الكهربائية في تحديد نوع الرابطة الكيميائية؟

الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين يحدد نوع الرابطة الكيميائية (أيونية – تساهمية)

سؤال: ما العنصر الذي يملك السالبية الكهربائية الأعلى في الجدول الدوري؟

عنصر الفلور =3.98(يكون ايون موجب)

عنصر الليثيوم =0.98(يكون ايون موجب)

سؤال: ماهي القيم التي تأخذها السالبية الكهربائية وفقاً لمقياس باولنج؟

تأخذ (قيم) تتراوح بين وفقاً لمقياس باولنج

سؤال: أي من عناصر الجدول الدوري قيم السالبية الكهربائية لها غير محددة؟ وما السبب؟

الغازات النبيلة He , Ne , Ar . لأن هذه العناصر لا تميل الى تكوين المركبات بسهولة

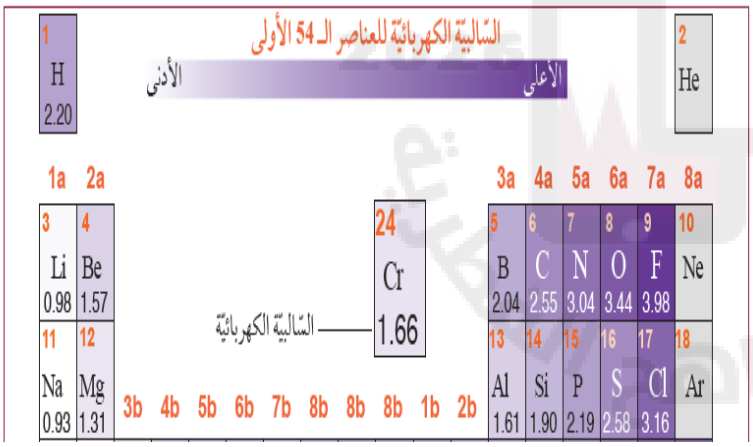
فسر: يميل عنصر الأكسجين إلى اكتساب إلكترونات مكوّناً أيونات سالبة بينما يميل عنصر المغنيسيوم إلى فقد إلكترونات مكوناً أيونات موجبة؟

عنصر الأكسجين لديه سالبية كهربائية عالية لذلك يجذب الإلكترونات بقوة مكوناً ايون سالب في حين ان السالبية الكهربائية للمغنيسيوم منخفضه مما يفسر ميله الى فقد الإلكترونات مكوناً أيون موجب

أولا: تدرج السالبية الكهربائية خلال الدورات الأفقية

تزداد السالبية الكهربائية كلما اتجهنا من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذري **فسر ذلك**

- تزداد عدد الشحنات الموجبة داخل النواة
- تزداد عدد إلكترونات التكافؤ السالبة
- تزداد قوى التجاذب بينهما
- يقل الحجم الذري (نصف القطر الذري)
- تزداد السالبية الكهربائية



ثانيا: تدرج السالبية الكهربائية خلال المجموعة الراسية

تقل السالبية الكهربائية كلما اتجهنا من أعلى وإلى أسفل بزيادة العدد الذري **فسر ذلك**

- تزداد عدد مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات.
- يزداد تأثير الحجب بين النواة وإلكترونات التكافؤ.
- تقل قوى التجاذب بين النواة وإلكترونات التكافؤ.
- يزداد الحجم الذري (نصف القطر الذري)
- تقل السالبية الكهربائية

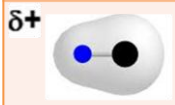
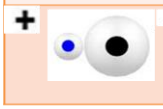
نستنتج أن:

- الفلزات القلوية والقلوية الأرضية هي اقل العناصر سالبية كهربائية
- عناصر اللافلزات (الاكسجين – النيتروجين – والهالوجينات) اعلى العناصر سالبية كهربائية

سؤال: ما العوامل التي تؤثر على قيم السالبية الكهربائية؟

- **العدد الذري**
- **المسافة النسبية بين الكترونات التكافؤ ونواة الذرة.**
- **تأثير حجب الإلكترونات الداخلية في المستويات المكتملة بالإلكترونات**
- **قوة الجذب بين النواة والكترونات التكافؤ**

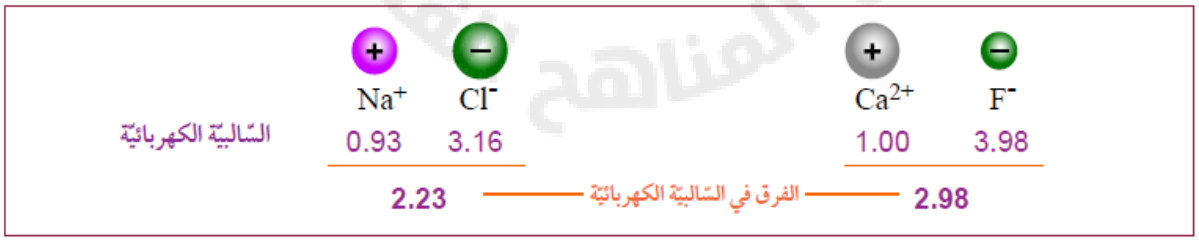
سؤال: ما العلاقة بين الفرق بين السالبية الكهربائية ونوع الرابطة الكيميائية؟

الفرق في السالبية الكهربائية	نوع الرابطة الكيميائية
0 - 0.4	تساهمية غير قطبية
0.4 - <1.7	 تساهمية قطبية (الذرات تحمل شحنات جزئية)
≥ 1.7	 أيونية (الذرات تحمل شحنات دائمة)

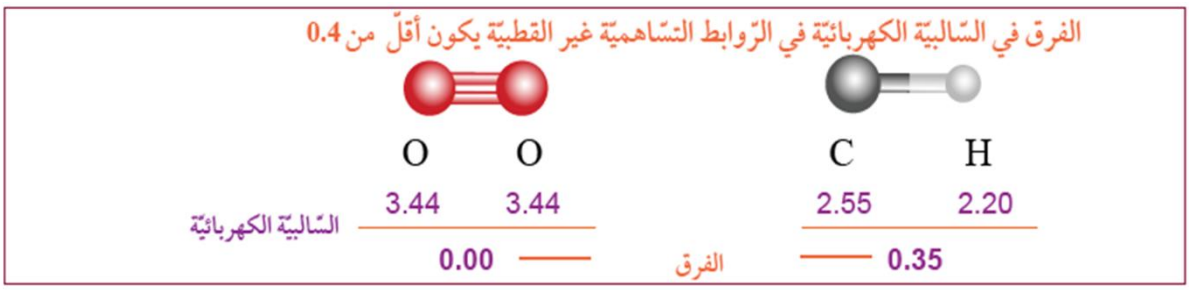
ملاحظة: كلما زاد فرق السالبية الكهربائية زادت قطبية الرابطة

مقياس باولنج للسالبية

امثلة على الرابطة الأيونية:



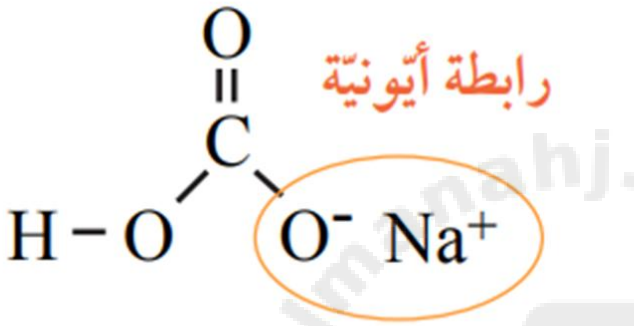
أمثلة على الرابطة التساهمية غير القطبية



أمثلة على الرابطة التساهمية القطبية

الفرق في السالبية الكهربائية في الروابط التساهمية القطبية بين أكثر من 0.4 وأقلّ من 1.7

سؤال: حدد أنواع الروابط الكيميائية في جزئ المركب بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$



بيكربونات الصّوديوم ($NaHCO_3$)

أولا : الرابطة بين H,O

من خلال قيم فرق السالبية الكهربية :

3.44-2.2=1.24

اذا الرابطة تساهمية قطبية

ثانيا : الرابطة بين C,O

من خلال قيم فرق السالبية الكهربية :

3.44-2.55=0.89

اذا الرابطة تساهمية غير قطبية

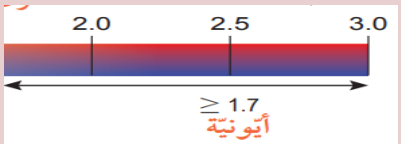
ثالثا : الرابطة بين Na,O

من خلال قيم فرق السالبية الكهربية :

3.44-0.93=2.51

اذا الرابطة أيونية

أكمل جدول المقارنة الاتي بين الرابطة الايونية والرابطة التساهمية:

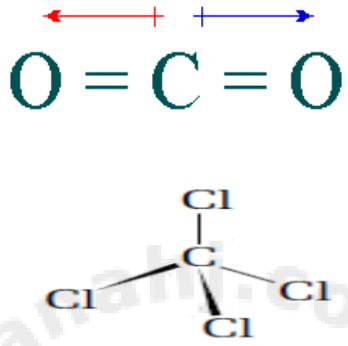
وجه المقارنة	الرابطة التساهمية	الرابطة الايونية
قيم فرق السالبية الكهربية		
حركة الالكترونات	مشاركة بالإلكترونات	تنتقل الالكترونات من الفلز الى اللافلز
طريقة التمثيل	تمثل بخطوط بين الذرتين	تمثل بشحنة (+) على الذرة الأقل سالبية كهربية وشحنة (-) على الذرة الأعلى سالبية كهربية
درجتي الغليان والانصهار	منخفضة مقارنة بالرابطة الايونية	مرتفعة مقارنة بالرابطة التساهمية

سؤال: ما المقصود بالجزيء القطبي؟

الذي يملك فرقاً في الشحنة على كامل الجزيء.

تتوزّع الشّحنات على الجُزيء القطبيّ بشكل غير متماثل.

سؤال: متى يكون الجزيء قطبي ومتى يكون الجزيء غير قطبي؟

	الجزيء غير قطبي	الجزيء قطبي
إذا كان الجزيء يحتوي على	متشابهتين	غير متشابهين
	ذرتين فقط	
مثال	H_2 \ O_2\ Cl_2 \F_2 \	HCl \ HF \ HBr
إذا كان الجزيء يحتوي على أكثر من ذرتين ننظر للذرة المركزية	الذرة المركزية • لا تملك الكترونات حرة • الذرات الطرفية متشابهة	الذرة المركزية • تملك الكترونات حرة أو • الذرات الطرفية غير متشابهة
مثال		

O_2	HCl	H_2	BF_3	CH_4	CCl_4

HF	N_2	$CHCl_3$	CO_2	H_2O	H_2S

ملاحظة:

- التوزيع النقطي حسب مبدأ لويس يبسط لك الحل
- ذرة الهيدروجين لا يمكن ان تكون ذرة مركزية

almanahj.com/qa
2026 2025
موقع المناهج القطرية