ورقة عمل رقم (4)

الاسم:		المادة:	الكيمياء
الصف:	العاشر	التاريخ:	

تعريف تركيب لويس : هي تمثيل نقطي لإلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية؛ إذ يرمز لكل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة توضع على العنصر.
ترتبط الذرات بعضها ببعض من خلال:
"فقد الإلكترونات أو إكتسابها أو المشاركة فيها"

حتى يصبح توزيعها الإلكتروني مكتمل ومشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل للوصول الى ← الاستقرار

تعريف قاعدة الثمانية: ميل ذرات العناصر إلى فقد الإلكترونات أو اكتسابها أو المشاركة فيها ليكتمل مستواها الخارجي بثمانية إلكترونات تكافؤ مثل العناصر النبيلة

★ هناك استثناءات كثيرة من قاعدة الثمانية، مثل:

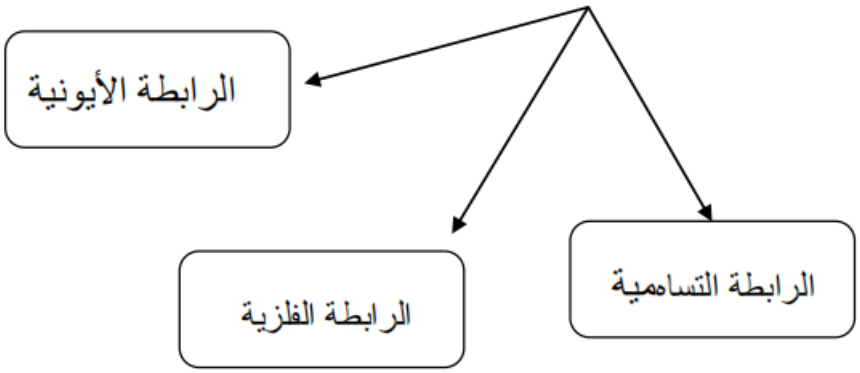
-الهيدروجين H يحتاج فقط إلكتروني تكافؤ ليستقر مستواه الخارجي

-الليثيوم Li، البريليومBe ، البورون B لا يحتاج أي منهم لـ 8 إلكترونات تكافؤ

العنصر	التوزيع الإلكتروني	إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
$_{15}P$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^3}$	2 + 3 = 5	P
$_{16}S$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^4}$	2 + 4 = 6	S
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^5}$	2 + 5 = 7	Cl
$_{18}Ar$	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^6}$	2 + 6 = 8	Ar
$_{19}K$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s^1}$	1	K
$_{35}Br$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s^2} 3d^{10} \mathbf{4p^5}$	2 + 5 = 7	Br

أنواع الروابط الكيميائية

أنواع الروابط الكيميائية :-



الرابطة الأيونية

هي رابطة تنشأ بين ذرات فلز (يميل لفقد الإلكترونات) وذرات لا فلز (يميل لكسب الإلكترونات).

فلز + لا فلز ⟵ مركب أيوني

الفلزات

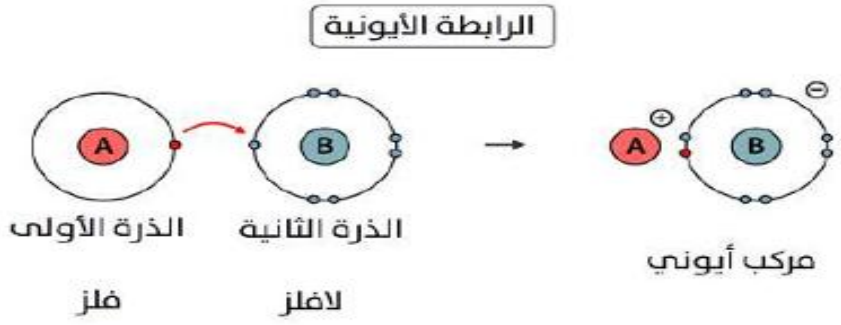
توجد غالبًا في المجموعة (3 , 2 , 1)

وهي تميل لفقد الإلكترونات وتكوين أيون موجب حتى تستقر

اللافلزات

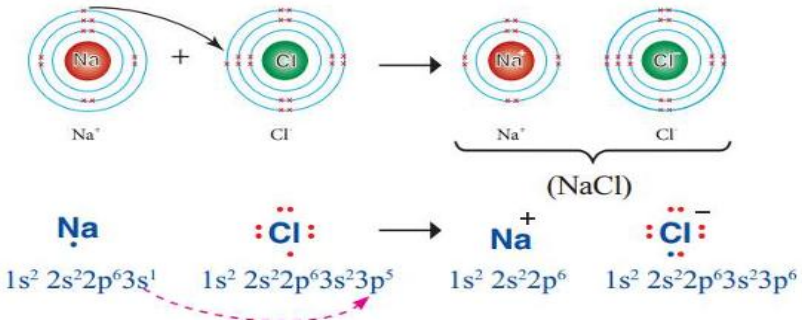
توجد غالبًا في المجموعة (7 , 6 , 5)

وهي تميل لكسب الإلكترونات وتكوين أيون سالب حتى تستقر



مثال 1

العنصر	التوزيع الإلكتروني	حتى يصل إلى الاستقرار	الأيون	التكافؤ	الناتج
$_{11}Na$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	يفقد 1 إلكترون حتى يشبه [Ne] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $2s^2 2p^6$	Na^{1+}	1	NaCl
$_{17}Cl$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	يكسب 1e حتى يشبه [Ar] ويصبح مستواه الخارجي 8 إلكترونات تكافؤ $3s^2 3p^6$	Cl^{1-}	1	



مثال 2

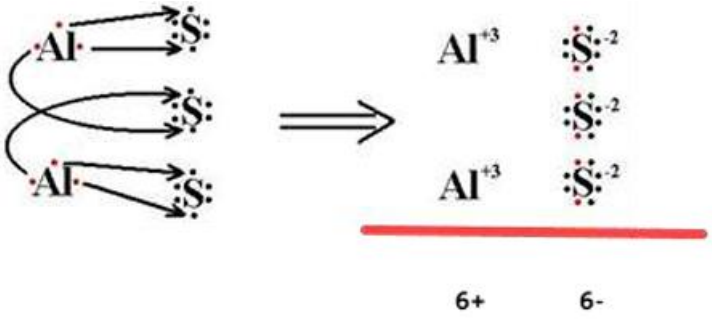
وضح كيف يرتبط الألمنيوم (AI) بالكبريت(S) ؛ لتكوين مركب(Al_2S_3) ؟

الإجابة:

$_{13}AI$: [Ne] $3s^2 3p^1$ 16S: [Ne] $3s^2 3p^4$

ذرة Al تفقد ثلاثة إلكترونات من المستوى الخارجي فينتج AI^{+3} ، ذرة S تكتسب إلكترونين من المستوى الخارجي فينتج S^{-2}بما أن عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة فإنه يلزم وجود ثلاث أيونات2S-

لتكتسب ستة إلكترونات من أيونينA^{+3} ، لذا يرتبط أيونان من Al^{+3} بثلاث أيوناتS^{-2}



صيغة المركبات الايونية

✓ **الخطوات:**

1- نبدأ كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية الإنجليزية من اليسار

الفلز [الأيون الموجب] ثم اللافلز [الأيون السالب]

⇨ NaCl

كتبنا أولاً الصوديوم Na ثم الكلوريد Cl ونقرؤه بالإنجليزية Sodium Chloride

2- أما كتابة وقراءة الصيغة الكيميائية العربية فإننا نكتب العربية من اليمين ولذا نقرأ ونكتب المركب المكتوب بالإنجليزية من اليمين: فنقول كلوريد الصوديوم، أي نقرأ اللافلز ثم الفلز

NaCl⇦

3- اللافلزات في التسمية يُضاف لها (يد)، بينما الفلزات تبقى كما هي

اسم العنصر	التسمية في المركب
نيتروجين	نتريد
فسفور	فسفيد
أكسجين	أكسيد
كبريت	كبريتيد
فلور	فلوريد
كلور	كلوريد
بروم	بروميد
يود	يوديد

	العنصرُ	شحنةُ أيونِه	العنصرُ	شحنةُ أيونِه
عناصرُ أحاديةُ التكافؤ:	الفضةُ	Ag^{1+}	الهيدروجينُ	H^{1+}
	الليثيومُ	Li^{1+}	الفلورُ	F^{1-}
	الصوديومُ	Na^{1+}	الكلورُ	Cl^{1-}
	البوتاسيومُ	K^{1+}	البرومُ	Br^{1-}
عناصرُ ثنائيةُ التكافؤ:	النحاسُ	Cu^{2+}	الخارصينُ	Zn^{2+}
	الكالسيومُ	Ca^{2+}	النيكلُ	Ni^{2+}
	الحديدُ	Fe^{2+}	الكبريتُ	S^{2-}
عناصرُ ثلاثيةُ التكافؤ:	الألمنيومُ	Al^{3+}	النتروجينُ	N^{3-}
	الحديدُ	Fe^{3+}	الفوسفورُ	P^{3-}
عناصرُ رباعيةُ التكافؤ:	الكربونُ	$C^{4\pm}$	السليكون	$Si^{4\pm}$

	اسمُ المجموعةِ	الرمزُ	الشحنةُ
مجموعاتٌ أيونيةٌ أحاديةُ التكافؤ:	الهيدروكسيدُ	OH^-	1-
	النتراتُ	NO_3^-	1-
	البيكربوناتُ	HCO_3^-	1-
	الأمونيومُ	NH_4^+	1+
	البيرمنجناتُ	MnO_4^-	1-
مجموعاتٌ أيونيةٌ ثنائيةُ التكافؤ:	الكربوناتُ	CO_3^{2-}	2-
	الكبريتاتُ	SO_4^{2-}	2-
	الكروماتُ	CrO_4^{2-}	2-
	الدايكروماتُ	$Cr_2O_7^{2-}$	2-
مجموعاتٌ أيونيةٌ ثلاثيةُ التكافؤ:	الفوسفاتُ	PO_4^{3-}	3-

مثال(1) :

أكتب الصيغة الكيميائية لمركب أكسيد الألمنيوم :

الإجابة :

1) إسم المركب : أكسيد الألمنيوم

2) رمز كل عنصر: Al O

3) رقم التكافؤ: 3 2

4) إستبدال رقم التكافؤ لأحد الرمزين بالأخر:

5) لا يوجد قاسم مشترك، ما يعني أن هذه الأرقام تمثل أبسط نسبة عددية صحيحة

6) صيغة المركب النهائية : Al_2O_3

سؤال : أكتب الصيغة الكيميائية للمركبات الآتية:

1. كربونات الصوديوم
2. فوسفات المغنيسيوم
3. كبريتات الصوديوم
4. كرومات الكالسيوم
5. نتريد المغنيسيوم
6. دايكرومات الصوديوم
7. برمنغات الليثيوم
8. دايكرومات الامونيوم

9. نتريد الالمنيوم

10.بروميد الفضة

11.كلوريد النحاس I

12.فوسفات الكالسيوم

13.كربونات الصوديوم

14.برمنغنات البوتاسيوم

15.هيدروكسيد الكالسيوم

16.كبريتيد الكالسيوم

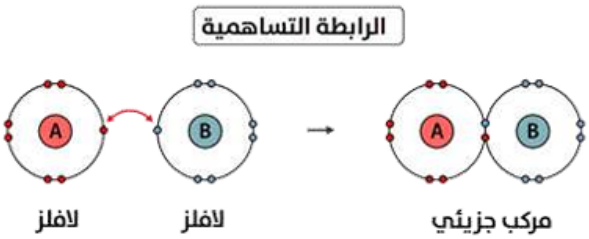
17.بايكربونات الخارصين

18.البرمنغنات البوتاسيوم

20- كرومات المغنيسيوم

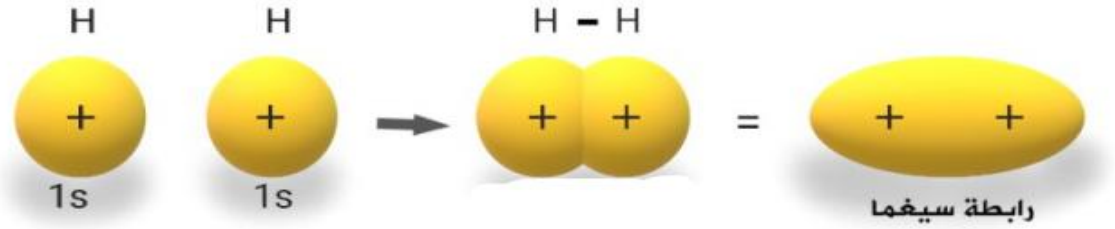
- الرابطة التساهمية

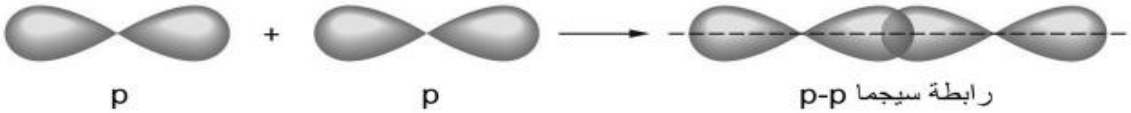
تعريف الرابطة التساهمية: الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية بزوج أو أكثر من الإلكترونات



-الرابطة التساهمية الأحادية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوج واحد من الإلكترونات

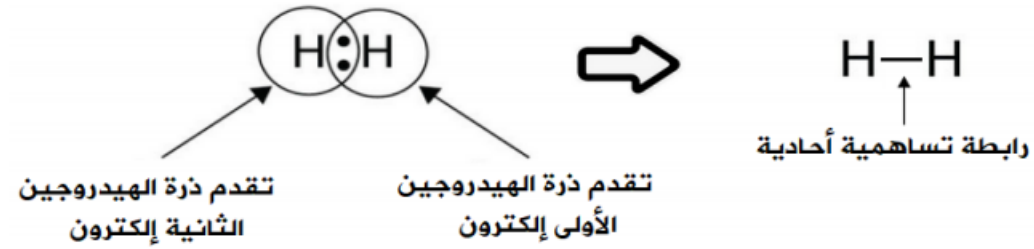
رابطة سيغما (σ) :- رابطة تساهمية تنتج من تداخل أفلاك (P) رأسيا (P-P)، أو تداخل أفلاك (S) رأسيا (S-S)، أو تداخل أفلاك (P) مع أفلاك (S) (S-P).





رابطة باي (π) :- رابطة تساهمية تنشأ من تداخل جانبي بين فلكي (P) (P-P) حيث تشكل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الالكترونات فيها

مثال :- 1- جزئ الهيدروجين H_2 :- التوزيع الالكتروني و رمز لويس له كالتالي $_1H : 1S^1$



*يمثل كل خط أو زوج من النقاط رابطة تساهمية أحادية تسمى سيجما ويرمز لها بالرمز σ

2- جزئ الماء H_2O :- $_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$ / $_1H : 1S^1$

تمتلك ذرة الأكسجين ستة الكترونات في غلافها الأخير و تحتاج إلى إلكترونين حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فترتبط برابطة تساهمية أحادية من نوع سيجما σ مع كل ذرة من ذرتي الهيدروجين

تدريب : مثل الرابطة الكيميائية في المركبات التالية كما في الامثلة السابقة:

(3) جزيء الميثان (CH_4)

CF_4 / $SiCl_4$/CBr_4/SiI_4

(4) جزيء الفلور (F_2)

I_2 /Br_2 /Cl_2

الحل :

-الرابطة التساهمية الثنائية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في زوجين من الإلكترونات

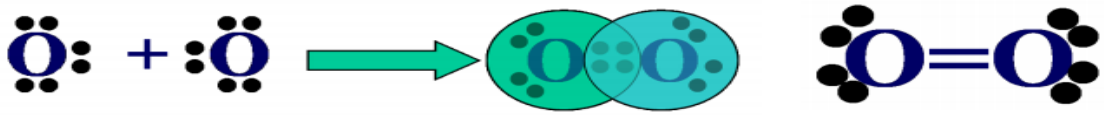
مثال :- 1- جزئ ثاني أكسيد الكربون CO_2 :-

$_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$ / $_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$

حتى تصل ذرة الكربون للاستقرار فانها بحاجة الى أربع الكترونات و بالتالي تتشارك مع ذرة الأكسجين الأولى بالكترونين و مع ذرة الأكسجين الثانية بالكترونين اخرين لتنشأ رابطتين تساهميتين احدهما من نوع سيجما σ و الثانية من نوع باي π

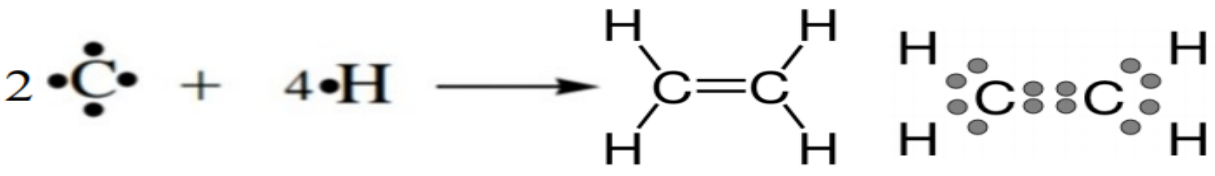
2- جزئ الأكسجين O_2 :- $_8O : 1S^2 2S^2 2P^4$

حتى تصل ذرة الأكسجين للاستقرار فإنها بحاجة إلى الكترونين وبالتالي تتشارك ذرة الأكسجين الأولى بإلكترونين مع ذرة الأكسجين الثانية و تتكون رابطة تساهمية ثنائية احدهما من نوع سيجما σ و الثانية من نوع باي π



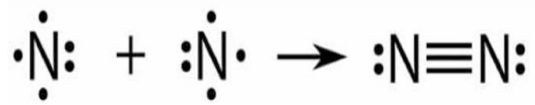
3- جزئ الإيثين C_2H_4 :- $_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$ / $_1H : 1S^1$

تمتلك ذرة الكربون أربع الكترونات تكافؤ لذلك تحتاج الى أربع الكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا الكربون بزوجين من الالكترونات فيما بينها و تنشأ رابطة تساهمية ثنائية



-الرابطة التساهمية الثلاثية: الرابطة التساهمية التي تنشأ من تشارك ذرتين في ثلاثة أزواج من الإلكترونات

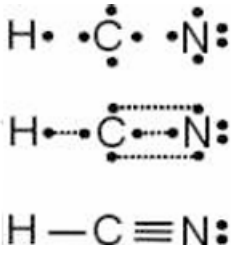
(1) جزيء النيتروجين (N_2) .



تمتلك ذرة النيتروجين خمسة الكترونات في غالفها الأخير لذلك تحتاج الى ثلاثة الكترونات حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجي لها فتتشارك ذرتا النيتروجين بثلاثة الكترونات من كل نتروجين

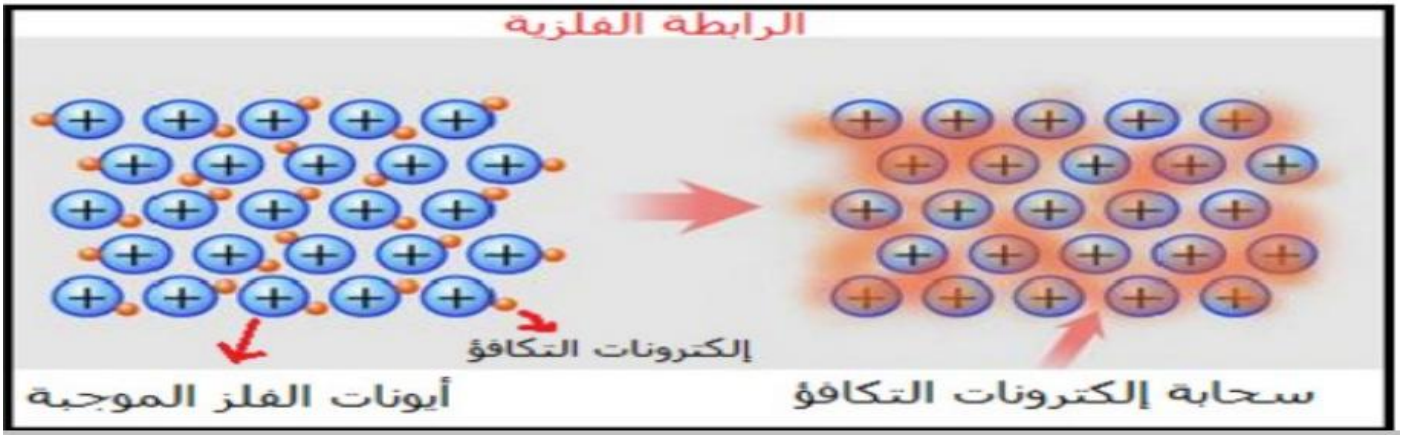
و اثنتان من نوع منهما و تنشأ رابطة تساهمية ثلاثية اثنتان نوع سيجما واحدة من نوع باي π

جزيء HCN



الرابطة الفلزية :- هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات و الالكترونات حرة الحركة في الشبكة البلورية

*تنشأ الرابطة الفلزية نتيجة فقد ذرات الفلز لإلكترونات التكافؤ فتتحول هذه الذرات الى أيونات موجبة تحيط بها الألكترونات من جميع النواحي على شكل بحر من الالكترونات



معلمة المادة ديما الحدادين