مدونة المناهج السعودية

https://eduschool40.blog

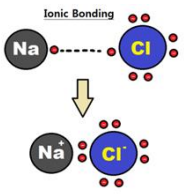
الموقع التعليمي لجميع المراحل الدراسية

في المملكة العربية السعودية

الفصل السابع:الروابط الكيميائية
Chemical bonding

الرابطة الأيونية (ionic bond): هي القوة الإلكتروستاتيكية التي تعمل علي تماسك الأيونات معا في مركب أيوني

- حيث ان العناصر ذات طاقة التأين المنخفضة تميل إلي فقد الكترونات و تكوين كاتيونات, أما الذرات تلك التي لها ألفة إلكترونية مرتفعة فإنها تميل إلي اكتساب الكترونات و تكوين أنيونات.
- في المركبات الأيونية العناصر التي تكون الكاتيونات هي علي الأغلب **الفلزات** القلوية والفلزات القلوية الأرضية أما الأنيونات فالغالب أنها تتكون من عناصر الهالوجينات والأكسجين (**اللافلزات**), مثل الرابطة في جزئ NaCl , LiF, $MgCl_2$, $CaCl_2$
- في الرابطة الأيونية تنتقل الإلكترونات من ذرة الفلز إلي ذرة اللافلز
- الرابطة الأيونية لكلوريد الصوديوم (ملح الطعام)



- $Na \text{ -------> } Na^+ + 1e$
- $Cl + 1e \text{ ---------> } Cl^-$
- يرتبط أيون الصوديوم Na^+ بأيون الكلور Cl^-
- $Na^+ Cl^-$

الرابطة التساهمية (Covalent bond): تتكون الرابطة التساهمية من مساهمة كل ذرة بالكترون للرابطة التي تجمع بينهما و تنشأ بين ذرات **اللافلزات**

- يتم تمثيل زوج الإلكترونات المشترك (المسمي بزوج الإلكترونات الرابط) بخط واحد يصل بين رمزي الذرتين كما في الرابطة التساهمية الأحادية
- مثل: **F_2, Br_2, H_2, Cl_2, H_2O**
- الرابطة المزدوجة: فيها يتم مشاركة ذرتان باثنين من أزواج الإلكترونات. **O_2, CO_2, NO**
- الرابطة الثلاثية: فيها يتم ذرتان بثلاث أزواج من الإلكترونات. (**N_2**)

الرابطة التساهمية القطبية: رابطة تساهمية فيها الإلكترونات تقضي وقت أطول و هي قريبة من احدي الذرتين أكثر من الذرة الأخري
الرابطة القطبية تعتمد علي الكهروسالبية للذرات المكونة للرابطة

الكهروسالبية (Electronegativity): هي قدرة الذرة علي جذب الكترونات الرابطة الكيميائية نحو نفسها

- ذرة الفلور أعلي الذرات كهروسالبية فهي ذات ألفة الكترونية كبيرة و طاقة تأين كبيرة علي عكس ذرة الصوديوم له الفة الكترونية و طاقة تأين منخفضة و كذلك كهروسالبية منخفضة

بناءات لويس (Lewis structure)

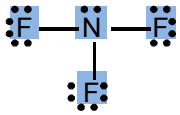
يتم كتابة تراكيب بناء لويس للمركبات حسب الخطوات الأساسية الأتية:
1- كتابة البناء الهيكلي للمركب باستخدام الرموز الكيميائية و جعل الذرات المرتبطة جنبا إلي جنب و وجعل الذرة الأقل الكهروسالبية تحتل الموقع المركزي
2- حساب عدد الكترونات التكافؤ الكلية و إضافة الشحنات السالبة في حالة الأنيونات
3- ارسم رابطة مفردة بين الذرة المركزية و كل الذرات المحيطة بها, ثم إكمال التركيب الثماني للذرات المرتبطة بالذرة المركزية.
4- بعد الانتهاء من الخطوات السابقة, و في حالة أن الذرة المركزية عليها أقل من 8 الكترونات, حاول عمل روابط مزدوجة او ثلاثية و الذرات المحيطة بها و ذلك لإكمال التركيب الثماني للذرة المركزية

بناءات لويس (Lewis structure)

- **مثال: اكتب بناء لويس لتراي فلوريد النيتروجين (NF_3) الذي ترتبط فيه ذرات F الثلاثة بذرة N. حيث ان العدد الذري ل N= 7 و لF = 9**

F N F
F

- **خطوة 1**: ذرة N أقل كهروسالبية من F لذلك فالبناء الهيكلي ل NF_3 هو
- **خطوة 2**: التوزيع الالكتروني للمستوي الخارجي ل N وF هو $2s^2, 2p^3$ و $2s^2, 2p^5$ علي الترتيب. مجموع الكترونات التكافؤ في NF_3 =(7×3)+5= 26 الكترون
- **خطوة 3**: نرسم رابطة مفردة بين N و كل F و نكمل التركيب الثماني لذرات F ثم نضع الالكترونين الباقيين علي N



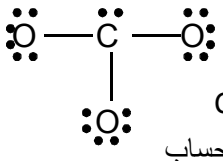
- هذا البناء يتوافق مع قاعدة الثمانيات لكافة الذرات
- **(التحقق)**: عمل احصاء لإلكترونات التكافؤ في NF_3

(في الروابط و الازواج الغير رابطة **{الالكترونات الحرة}**) وجد انه يساوي 26 الكترون و هو نفس عدد الكترونات التكافؤ الكلي نفسه علي ثلاث ذرات F و ذرة N

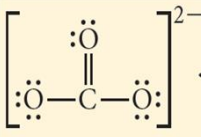
مثال: اكتب بناء لويس لأيون الكربونات (CO_3^{2-}). حيث ان العدد الذري ل O= 8 و ل C = 6

O C O
O

- **خطوة 1**: ذرة C أقل كهروسالبية من O لذلك توجد في الموقع المركزي
- **خطوة 2**: التوزيع الالكتروني للمستوي الاخير ل C وO هو $2s^2, 2p^2$ و $2s^2, 2p^4$ علي الترتيب, و يمتلك الأيون نفسه شحنتين سالبتين لذا فالعدد الكلي للالكترونات هو 2+(3×6)+4 = 24
- **خطوة 3**: نرسم رابطة تساهمية مفردة بين C و كل ذرات O و نكمل التركيب الثماني لذرات O و هذا البناء يمتلك 24 الكترون
- **خطوة 4**: نجد ان ذرة O حققت التركيب الثماني و لكن لم تتحقق لذرة الكربون لذا نستخدم أحد ازواج الالكترونات الحرة لذرة O لتكوين رابطة اضافية مع C و بذلك نحقق التركيب الثماني لذرة C



التحقق: تأكيد من أن جميع الذرات متوافقة مع التركيب الثماني و حساب الكترونات التكافؤ (في الروابط و ازواج الإلكترونات الحرة) وجد 24 الكترون و هو نفس عدد الكترونات التكافؤ الكلي نفسه علي ثلاث ذرات O و ذرة C و الشحنتين السالبتين

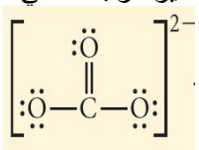


الشحنة الرسمية و بناء لويس (Formal charge and Lewis structure)

- **الشحنة الرسمية**: لذرة ما هي فرق الشحنة الكهربائية بين الكترونات التكافؤ للذرة المنفردة و عدد الإلكترونات التابعة لتلك الذرة في بناء لويس.
- **لتحديد عدد الإلكترونات لذرة ما في بناء لويس يتبع الأتي:**
- الكترونات الذرة جميعها غير الرابطة هي تابعة للذرة
- نقوم بكسر الروابط بين الذرة و غيرها من الذرات و نعد نصف الإلكترونات الرابطة لتلك الذرة
- **عند كتابة الشحنة الرسمية يتبع القواعد الاتية**:
- يجب أن يساوي المجموع الكلي للشحنات الرسمية في الجزيئات صفر (لأن الجزيئات متعادلة كهربيا
- في الكاتيونات, فإن مجموع الشحنات الرسمية يجب أن يساوي الشحنة الموجبة
- يجب أن يكون مجموع الشحنات الرسمية في الأنيونات مساويا للشحنة السالبة

مثال: أكتب الشحنات الرسمية لأيون الكربونات CO_3^{2-} لذرات (C , O)

بعد التوصل لشكل لويس للأيون الكربونات



ذرة C: تمتلك ذرة الكربون أربع الكترونات تكافؤ و لا يوجد الكترونات غير مرتبطة علي الذرة في بناء لويس و يؤدي كسر الرابطة المزدوجة و الرابطتين المفردتين إلي إنتقال أربع الكترونات لذرة C

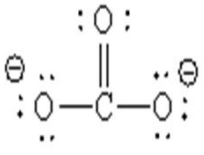
لذلك فالشحنة الرسمية لذرة C هي 0 = 4-4

ذرة O في C=O: ذرة O لديها 6 الكترونات تكافؤ و هناك أربع الكترونات حرة علي O و كسر الرابطة المزدوجة يؤدي الي انتقال الكترونين إليها

إذن الشحنة الرسمية لذرة O هي 0 = 2-4-6

ذرة O في C-O: ذرة O لديها 6 الكترونات حرة و كسر الرابطة المفردة يؤدي الي إنتقال الكترون أخر اليها

إذن الشحنة الرسمية لذرة O هي 1- =1-6-6



و بذلك يكون بناء لويس ل CO_3^{2-} الذي يظهر الشحنات الرسمية هو

التحقق: نجد أن مجموع الشحنات الرسمية هو 2- و هي شحنة أيون الكربونات

الشكل الهندسي للجزيئات (Molecular structure)

الشكل الهندسي: هو الترتيب ثلاثي الأبعاد للذرات في الجزئ و يؤثر في خصائصة الكيميائية و الفيزيائية.

نموذج التنافر بين أزواج الإلكترونات في مستوي التكافؤ: يفسر الترتيب الهندسي لأزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية من خلال التنافر الكهروستاتيكي بين أزواج الإلكترونات.

الشكل النهائي للجزيء يفترض تخفيض التنافر إلي الحد الأدنى.

اذن يمكن التعرف و تحديد الشكل الهندسي للجزئ من خلال عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

الجدول التالي يوضح ترتيب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية (A) في الجزيء و الشكل الهندسي لبعض الجزيئات البسيطة و الايونات التي لا تحتوي ذرتها المركزية علي أزواج الكترونات حرة

أمثلة	الشكل الهندسي	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد أزواج الإلكترونات
$BeCl_2$, $HgCl_2$	B—A—B مستقيم خطي	180° مستقيم خطي	2
BF_3	مثلث مستوٍ	120° مثلث مستوٍ	3
CH_4, NH_4^+	رباعي الأوجه	109.5° رباعي الأوجه	4
PCl_5	هرم ثلاثي مزدوج	90°, 120° هرم ثلاثي مزدوج	5
SF_6	ثماني الأوجه	90° ثماني الأوجه	6

الجدول التالي يوضح البناء الهندسي لجزيئات و أيونات بسيطة تحتوي ذرتها المركزية علي زوج أو أكثر من الألكترونات الحرة

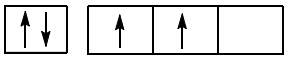
أمثلة	الشكل الهندسي	ترتيب أزواج الإلكترونات	عدد الأزواج غير الرابطة	عدد الأزواج الرابطة	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	(نوع) صنف الجزيء
SO_2	زاوي	مثلث مسطح	1	2	3	AB_2E
NH_3	هرم ثلاثي	رباعي الأوجه	1	3	4	AB_3E
H_2O	زاوي	رباعي الأوجه	2	2	4	AB_2E_2
SF_4	رباعي الأوجه غير منتظم أوسيسو	هرم ثلاثي مزدوج	1	4	5	AB_4E
ClF_3	شكل حرف T	هرم ثلاثي مزدوج	2	3	5	AB_3E_2
I_3^-	خطي	هرم ثلاثي مزدوج	3	2	5	AB_2E_3
BrF_5	هرم رباعي	ثماني الأوجه	1	5	6	AB_5E
XeF_4	مربع مسطح	ثماني الأوجه	2	4	6	AB_4E_2

تهجين المدارات الذرية (Hybridization of atomic orbitals)

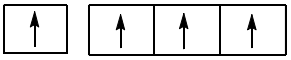
- التهجين هي عملية خلط أو مزج لمدارين ذريين على الأقل مختلفين في الطاقة مثل **s** و **p** في الذرة المركزية للمركب لتكوين مدارات جديدة تسمى بالمدارات المهجنة و المدارات المهجنة لها أشكال مختلفة كثيرا عن المدارات الذرية.
- عدد المدارات المهجنة مساوي لعدد المدارات الذرية الداخلة في التهجين.
- تتكون روابط تساهمية في الجزيئات متعددة الذرات و الأيونات من تداخل المدارات المهجنة مع بعضها أو المدارات المهجنة مع المدارات ذرية

تهجين من نوع sp^3

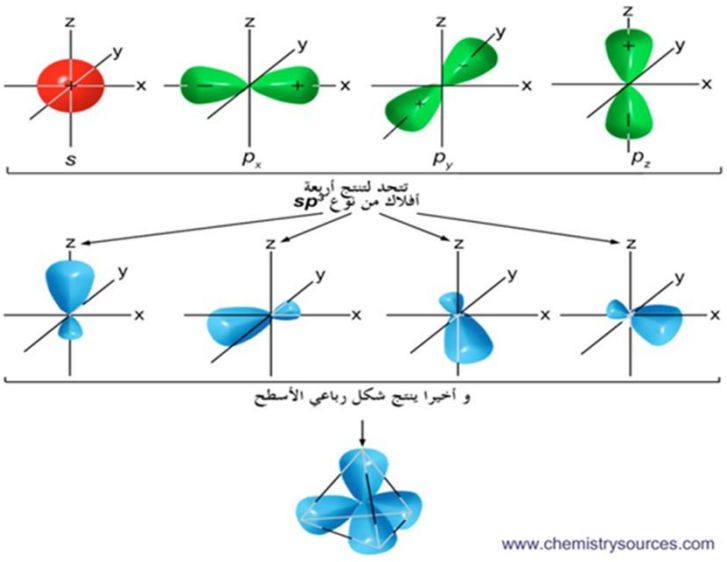
- في هذا النوع من التهجين يتم خلط مدار من نوع **s** من الذرة المركزية مع ثلاثة مدارات من نوع **p** من الذرة نفسها وتكون أربعة مدارات مهجنة من نوع sp^3 بحيث تتجه المدارات في الفراغ و يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن فتأخذ شكل رباعي الأوجه المنتظم و تكون الزاوية بينهما **109.5°** درجة.
- **التهجين في جزئ الميثان CH_4**
- يتم التركيز علي الكترونات التكافؤ حيث ان توزيع الكترونات التكافؤ لذرة **C**



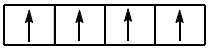
- ذرة الكربون تحتوي علي إلكترونين مفردين في المدار **2p** و بذلك في هذه الحال تكون رابطتين فقط مع الهيدروجين, و لكن جزئ الميثان يحتاج أربع روابط و لذلك يتم عمل إثارة اي نقل الكترون من المدار **2s** الي المدار **2p**
- إذن تتوفر الأن أربع الكترونات مفردة علي ذرة **C** تستطيع تكوين أربع روابط **C-H**



تهجين من نوع sp^3

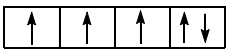


يحدث مزج (**تهجين**) بين المدارات الذرية الغير متكافئة (**2s, 2p**)لإنتاج أربع مدارات مهجنة متكافئة لذرة **C**



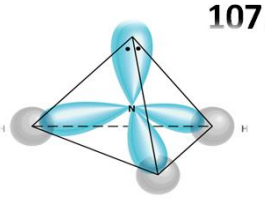
sp^3

- بالمثل التهجين في جزئ NH_3 من النوع sp^3 حيث ان التوزيع الإلكتروني لذرة **N** هو $1s^2s^2sp^3$ حيث يصبح مخطط المدارات المهجنة
- ثلاث مدارات مهجنة تكون رابطة **N-H**



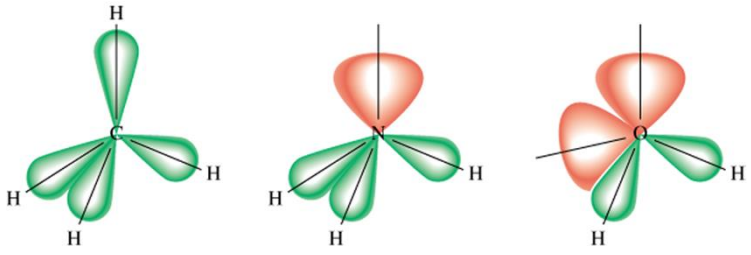
sp^3

- المدار المهجن الرابع يحتوي علي زوج من الإلكترونات الغير رابطة (حرة)
- التنافر بين الكترونات الزوج الغير رابطة و الإلكترونات في المدارات الرابطة يؤدي إلي إنقاص الزاوية من **109.5°** إلي **107.3°**



تهجين من نوع sp^3

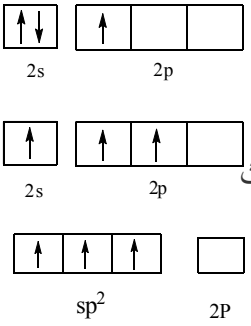
بالمثل في جزئ H_2O تهجين من النوع sp^3 و وجود زوجين من الالكترونات الغير رابطة (حرة) مما يزيد من التنافر بين أزواج الالكترونات الغير رابطة و الالكترونات في المدارات الرابطة مما يؤدي الي انقاص الزاوية في جزئ الماء إلي **105°**



CH_4 109.5 | NH_3 107.3 | H_2O 105

تهجين من نوع sp^2

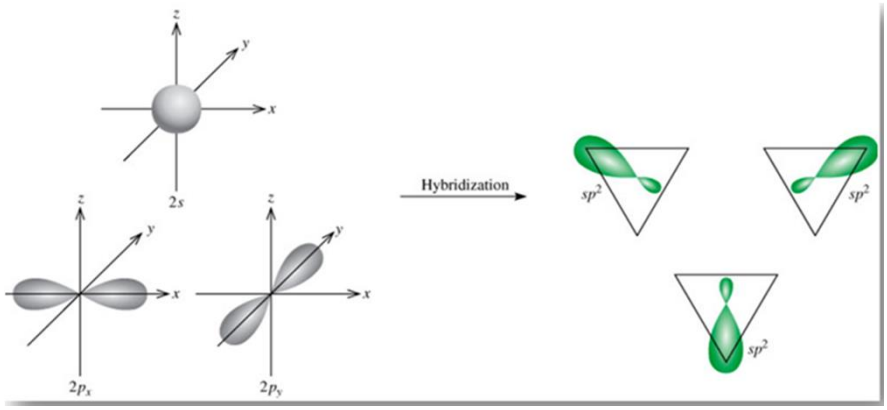
- في هذا النوع من التهجين يتم خلط مدار من نوع **s** من الذرة المركزية مع مدارين من نوع **p** من الذرة نفسها تتكون ثلاثة مدارات مهجنة من نوع **sp^2** بحيث تتجه المدارات في الفراغ و يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن فتأخذ شكل مثلث مسطح و تكون الزاوية بينهما **120°** درجة



- **التهجين في جزئ BF_3**
- توزيع الكترونات التكافؤ لذرة **B** (ثلاث الكترونات)
- عمل اثارة (رفع) لالكترون من **2s** ليحتل مدار في **2p**
- عمل تهجين مدار **2s** مع مدارين من **2p** و تكوين ثلاث
- مدارات مهجنة متكافئة من النوع **sp^2**

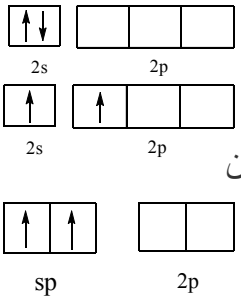
تهجين من نوع sp^2

- تقع المدارات المهجنة **sp^2** علي زوايا المثلث المسطح المستوي

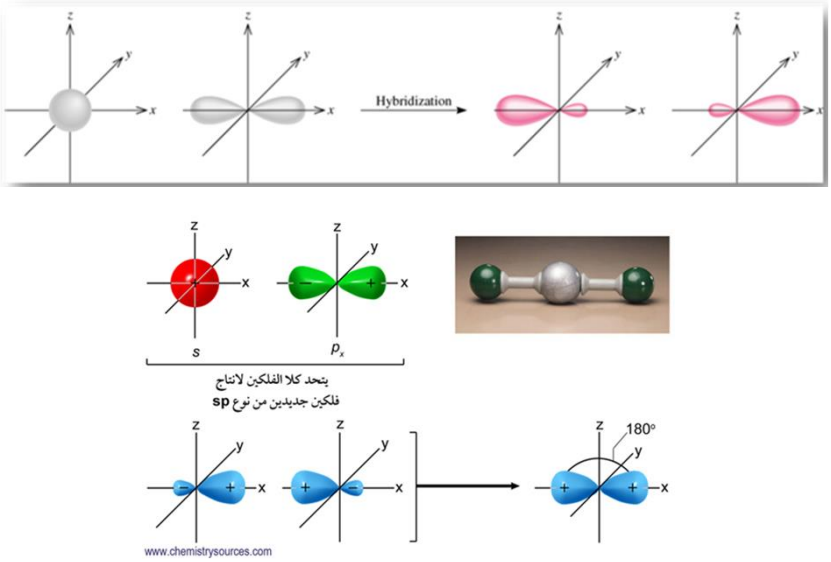


تهجين من نوع sp

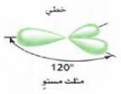
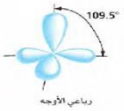
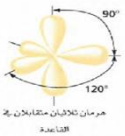
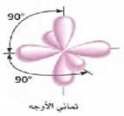
- في هذا النوع من التهجين يتم خلط مدار من نوع **s** من الذرة المركزية مع مدار من نوع **p** من الذرة نفسها يتكون مدارين مهجنين من نوع **sp** بحيث يتجه المدارين المهجنين بعيدا في الفراغ بحيث يكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن فتأخذ خطا مستقيما و تكون الزاوية بينهما **180°** درجة .
- **التهجين في جزئ $BeCl_2$**
- توزيع الكترونات التكافؤ لذرة **Be** (الكترونين)
- عمل اثارة (رفع)لالكترون من **2s** ليحتل مدار في **2p**
- عمل تهجين مدار **2s** مع مدار من **2p** و تكوين مدارين
- مهجنين متكافئين من النوع **sp**



تهجين من نوع sp



الجدول التالي يوضح بعض المدارات المهجنة المهمة و أشكالها و قيم الزوايا

الأمثلة	شكل الأفلاك المهجنة	عدد الأفلاك المهجنة	تهجين مدارات الذرة المركزية الأصلية	الأفلاك الذرية الأصلية للذرة المركزية
$BeCl_2$		2	sp	s, p
BF_3		3	sp^2	s, p, p
CH_4, NH_4^+		4	sp^3	s, p, p, p
PCl_5		5	sp^3d	s, p, p, p, d
SF_6		6	sp^3d^2	s, p, p, p, d, d