Dr:H.Menasra
univ. BISKRA

تتجمع الكثير من الذرات مع بعضها بواسطة روابط مكونة جزيئات

VI-1. مفاهيم أساسية

أ- **طبقة التكافؤ:** هي الطبقة الخارجية للذرة، وهي الطبقة التي تحمل الكترونات التكافؤ المسؤولة عن تشكيل الروابط الكيميائية.

ب- **طاقة الرابطة:** هي الطاقة المتحررة أثناء اتحاد ذرتين(أو أكثر) لتشكيل جزيء (تفاعل ناشر للحرارة). الجدول التالي يوضح بعض القيم لطاقة الرابطة لبعض الروابط.

الرابطة	H-H	Cl-Cl	H-Cl	C-H	C-C	C-O
طاقة الرابطة (kJ/mole)	- 436	-242	-431	-413	-347	-335

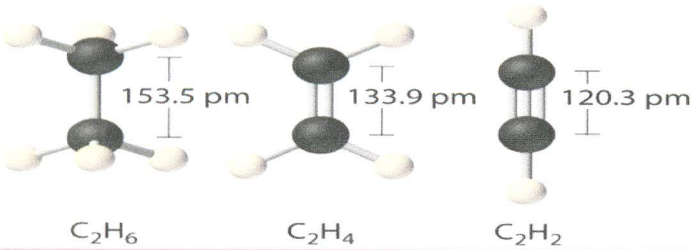
تقاس طاقة الرابطة بوحدة **(kJ/mole)** وهي دوما ذات إشارة سالبة

$$H_{(g)} + F_{(g)} \Longrightarrow HF_{(g)} \quad - 565\ kJ\ /\ mole$$
$$H_{(g)} + Cl_{(g)} \Longrightarrow HCl_{(g)} \quad - 431\ kJ\ /\ mole$$

ت- **طاقة التفكك:** هي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة الكيميائية بالجزيء وهو في حالته الغازية (تفاعل ماص للحرارة). تعتبر طاقة التفكك مقياسا لاستقراري الجزيء

$$Cl_2(g) \Longrightarrow 2Cl(g) \quad + 565\ kJ\ /\ mole$$
$$F_2(g) \Longrightarrow 2F(g) \quad + 155\ kJ\ /\ mole$$

ث- **طول الرابطة:** تتمثل في المسافة بين نواتا ذرتين مكوّنتين للرابطة الكيميائية في الجزيء. يرتبط طول الرابطة بعددها، إذ أنه كلما ازداد عدد الإلكترونات المشاركة في تشكيل الرابطة الكيميائية كلما كانت أقصر .

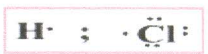


الشكل المقابل يوضح العلاقة بين طول الرابطة وتعددها

2-VI. أنواع الروابط الكيميائية

2-VI. 1. مخطط لويس للذرات

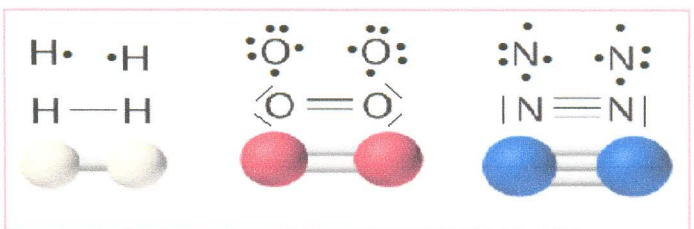
- تمثل الكترونات طبقة التكافؤ كلها على شكل نقاط محيطة برمز اسم العنصر الكيميائي.

مثل : 

2-VI. 2. مخطط لويس للجزيئات

- تتحد الذرات مع بعضها البعض لتشكيل الجزيئات (تداخل السحابات الالكترونية)
- تساهم كل ذرة بالكترون أو أكثر أثناء تشكيل الروابط الكيميائية

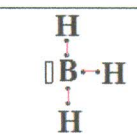
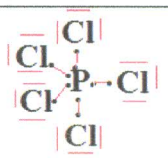
مثل:



2-VI. 3. قاعدة الثمانية Règle de l'octet

عندما تحاط الذرات داخل الجزيء بثمانية الكترونات نقول أنها تستجيب لقاعدة الثمانية وتميل بذلك إلى اكتساب الصيغة الالكترونية للعناصر الخاملة ($ns^2\ np^6$)

هناك استثناء للقاعدة هو: بعض عناصر الدور الثالث $_{15}P$, $_{17}Cl$, $_5B$ .....كما هو موضح على الجدول التالي

مخطط لويس للجزيء	الجزيء المتشكل	إعادة الترتيب Règle de Hund	التشكيل الالكتروني (في حالة إثارة)	العنصر
	BH_3 مع الهيدروجين	$[He]2s^12p^3$	$[He]2s^22p^2$	$_5B^*$
	PCl_5 مع الكلور	$[Ne]3s^13p^23d^1$	$[Ne]3s^23p^23d^0$	$_{15}P^*$

2-VI. 4. الرابطة المشتركة البسيطة (التكافئيةCovalente)

هي كل رابطة ناتجة عن اشتراك إلكترونين حرين، من طبقة التكافؤ، بين ذرتين "متماثلة أو مختلفة".

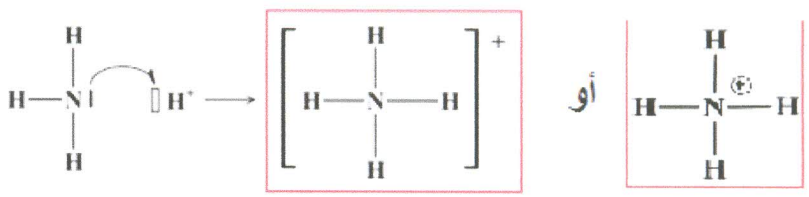
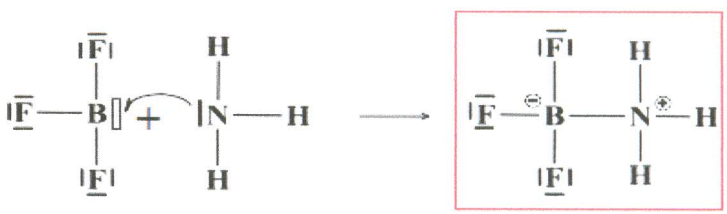
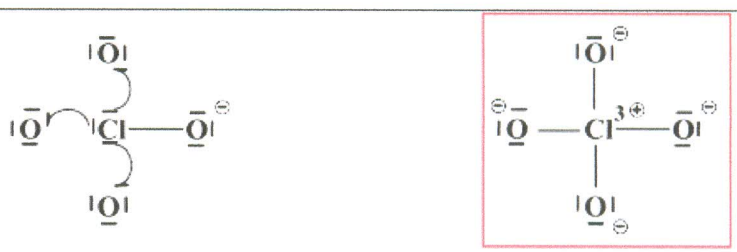
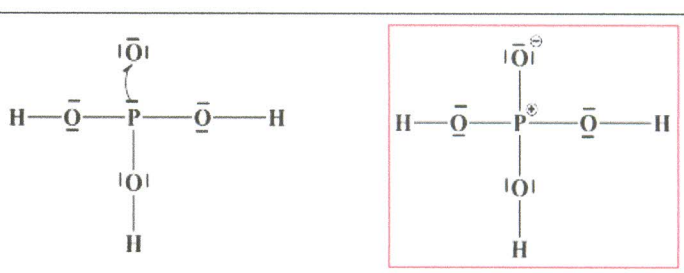
أمثلة:

الجزيء	التشكيل الالكتروني لعناصر الجزيء	مخطط لويس للجزيء
H_2	$1s^1$ + $1s^1$	رابطة مشتركة بسيطة H–H (ثنائية رابطة)
Cl_2	[Ne] $3s^2 3p^5$ + [Ne] $3s^2 3p^5$	ثنائية الكترونية حرة (غير رابطة) Cl–Cl ثنائية الكترونية رابطة
H_2O	$_8O$: [He] $2s^2 2p^4$ $_1H$: $1s^1$ $_1H$: $1s^1$	H–O–H
O_2	$_8O$: [He] $2s^2 2p^4$ $_8O$: [He] $2s^2 2p^4$	ثنائيه الكترونيه حرة (غير رابطة) O=O ثنائيات الكترونية رابطة (رابطة مشتركة بسيطة متعددة)
N_2	$_7N$: [He] $2s^2 2p^3$ $_7N$: [He] $2s^2 2p^3$	N≡N ثنائيات الكترونية رابطة (رابطة مشتركة بسيطة متعددة)

VI-2. 5. الرابطة التساندية (Dative)

تتشكل هذه الرابطة بين عنصر يملك ثنائية حرة (غير رابطة) وأخر يحتوي على حجيرة الكترونية فارغة.

أمثلة:

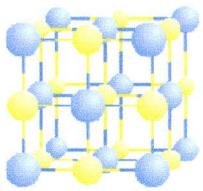
$NH_3 + H^+$	
$BF_3 + NH_3$	
ClO_4^-	
H_3PO_4	

VI-2. 1.الرابطة الأيونية

هي عبارة عن تبادل الكتروني بين الذرات التي تشكل الجزيئات بهدف تكوين أيونات مستقرة. يلاحظ هذا الانتقال الالكتروني بين الذرتين اللتان لهما فرق في الكهروسالبية اكبر تماما من 2 ($\Delta x > 2$)

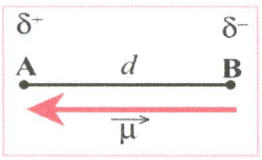
$$Na^{\cdot} + \cdot\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow [Na^{+}\ ;Cl^{-}]$$

x(Cl) = 3,1
x (Na) = 0,9



VI-2. 1. الرابطة المشتركة البسيطة المستقطبة بالجزيء A-B

تستقطب الرابطة المشتركة البسيطة بين الذرتين A و B في حالة كونهما مختلفين في الكهروسالبية، فينتج عن ذلك:



- انزياح السحابة الالكترونية نحو العنصر الأكبر كهروسالبية مثلا B
- ظهور شحنة جزيئية δ^{+} على A و δ^{-} على B

1/يصطلح على اتجاه شعاع عزم ثنائي القطب من الشحنة السالبة إلى الشحنة الموجبة

2/ إذا كانت الرابطة أيونية فالشحنة الجزيئية $\delta = 1$

3/ إذا كانت الرابطة 100%تساهمية (مشتركة بسيطة) $\delta = 0$

1Debye= $(1/3)10^{-29}$ C.m /4

- ظهور عزم ثنائي قطب حقيقي يقدر بـــ: $\|\vec{\mu}\| = |e.\delta| \cdot d$

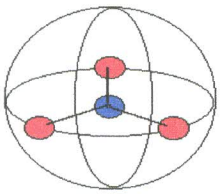
حيث **d** طول الرابطة، **e** شحنة الالكترون، **δ** الشحنة الجزيئية

VI-3. هندسة الجزيئات (قاعدة GILLESPIE)

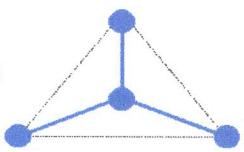
ترتكز قاعدة GILLESPIE على تموقع الالكترونات الربطية و غير الربطية (حرّة) حول الذرة المركزية في الفضاء حسب ما تنص علية نظرية (V.S.P.E.R.)

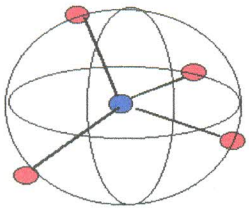
V. S. E. P. R.
(Valence Shell Electron Pair Repulsion)

AX_mE_n

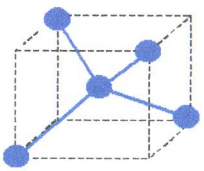


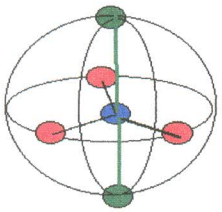
3 doublets
Figure de répulsion : Triangle équilatéral
3 angles de 120°
Figure plane
Tous les sommets sont équivalents



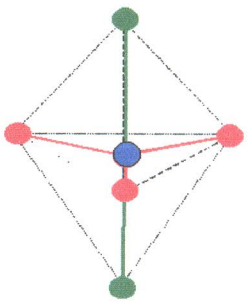


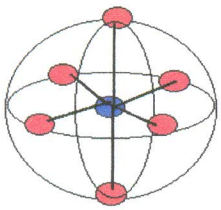
4 doublets
Figure de répulsion : Tétraèdre
Angles de 109° 27 '
Figure inscrite dans un cube
Tous les sommets sont équivalents



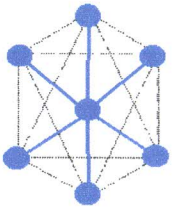


5 doublets
Figure de répulsion : bi-pyramide à base triangulaire
Angles de 120° et de 90°
Les sommets ne sont pas équivalents :
Sommets de type équatorial
Sommets de type axial





6 doublets
Figure de répulsion : Octaèdre
Angles de 90°
Tous les sommets sont équivalents



التهجيـــن وهندســـة الجزيئات

مفهوم التهجين

نقائص نظرية لويس حتمت إدخال الميكانيك الموجي في شكل جديد، عرف بنظرية التهجين التي تطورت على يد العالم الامريكي Linus Pauling الذي نال جائزة نوبل في الكيمياء سنة 1954.

فالتهجين هو تداخل (اتحاد) المحطات الذرية فيما بينها للحصول على محطات جزيئية ذات مستوى طاقي متساوي.

والتهجين أنواع منها:

- تداخل محط ذري S مع محط ذري P معطيا محطين جزيئيين sp
- تداخل محط ذري S مع محطين ذريين P معطيا ثلاث محطات جزيئية من النوع sp^2
- تداخل محط ذري S مع ثلاث محطات ذرية من النوع P معطيا أربع محطات جزيئية sp^3
- تداخل محط ذري S ، ثلاث محطات ذرية من النوع P مع محط ذري d معطيا خمس محطات جزيئية dsp^3
- تداخل محط ذري S ، ثلاث محطات ذرية من النوع P مع محطين ذريين d معطيا 6 محطات جزيئية d^2sp^3

ملاحظة: يتشبع المحط الذري والمحط الجزيئي بإلكترونين

1°/ التهجين الرباعي sp^3 (رباعي الوجه)

نحصل على هذا النوع من التهجين من تداخل محط ذري S مع ثلاث محطات ذرية من النوع P

1 (OA) S + 3 (OA) P ⟵ ***4 (OM)orbitales hybrides sp^3***

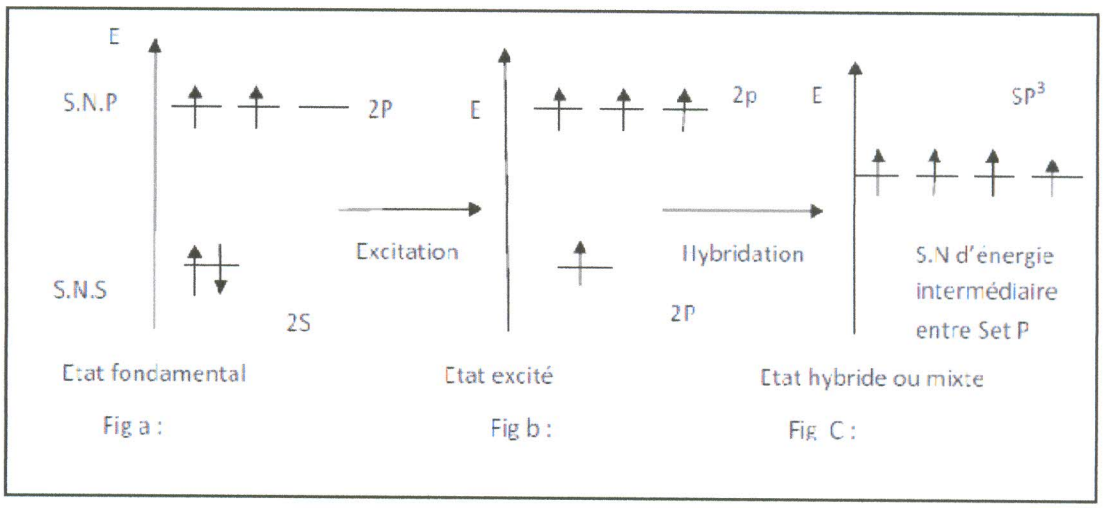
حيث أن الناتج **أربع محطات جزيئية**

- لها نفس الشكل والطاقة
- تاخذ الشكل الهندسي رباعي وجوه بزاوية 109.3°
- يحجز الالكترون كل محط sp^3

مثال: CH_4

الكربون في حالته الاساسية (Fig.a) ذو التشكيل **$_6C : 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2P^2$**

يمكنه أن يشكل رابطتين بسيطتين من النوع σ لوجود إلكترونين أعزبين

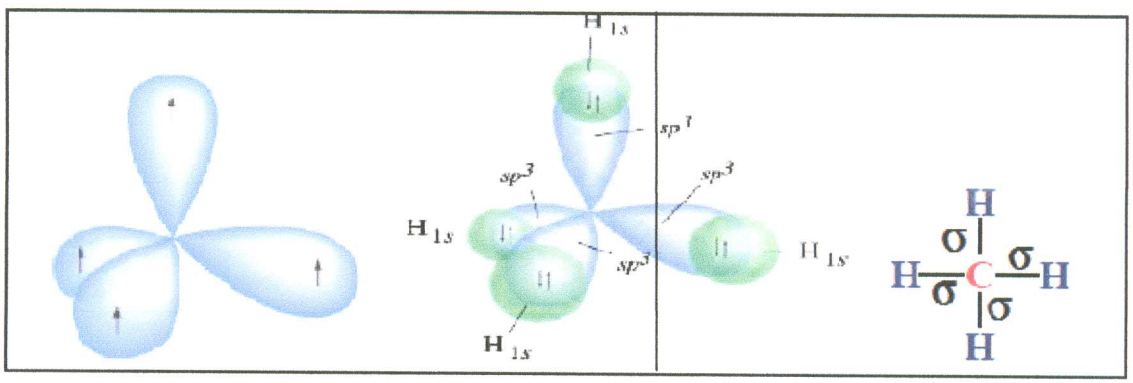


أما الكربون في حالته المثارة (Fig. b) ذو التشكيل $_6C : 1S^2 \quad 2S^1 \quad 2P^3$

يمكنه ان يشكل أربع روابط لكن ثلاثة فقط متماثلة وهذا مخالف للنتائج التجريبية

أما التهجين (Fig. c) بين المحط S، P فتعطي 4 محطات جزيئية متماثلة تتموقع في الفضاء بشكل رباعي الوجه كما بالشكل الموالي

تهجين CH_4 هو اذن من النوع sp^3-s



مثال: NH_3

الازوت في حالته الأساسية ذو التشكيل $_7N : 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2P^3$

يمكنه أن يشكل ثلاث روابط بسيطة من النوع σ لوجود ثلاث الكترونات عزباء

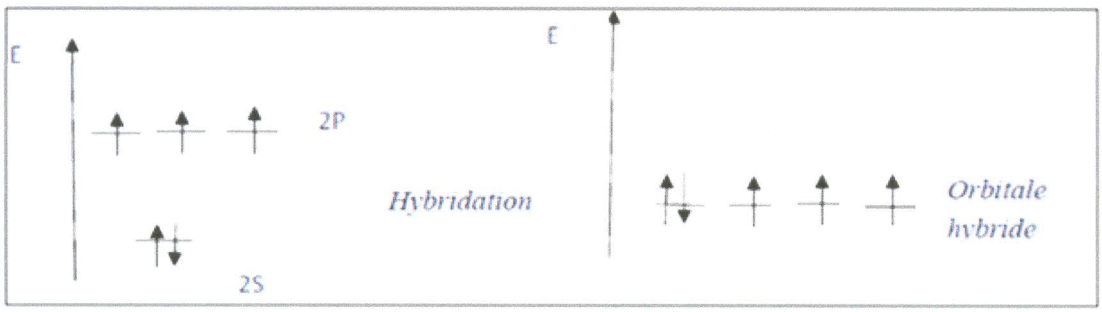


Fig. 3 /تماثل المحطات المهجنة طاقيا

تبين التجربة أن الزاوية تقدر بـ 107° وهذا بسبب تاثير الثنائية الحرة على قيمة الزوايا الروابط N-H الثلاثة مما يؤدي الى غلق طفيف لهاته الزوايا فيكون التناظر ناقصا.

نفس الملاحظة بالنسبة لـ H_2O فالزاوية تصبح 104° بدلا من 109.3° بفعل تأثير الثنائيتين الحرتين للأكسجين

بوجود ثلاث ذرات هيدروجين يصبح اسم تهجين الجزيء SP^3-S

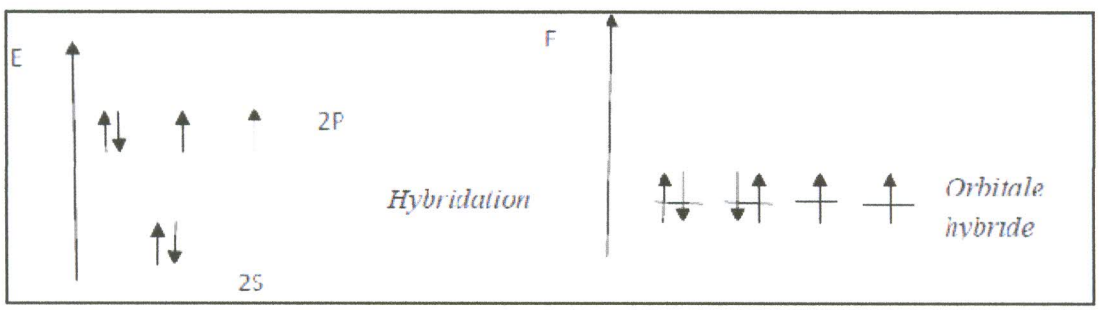
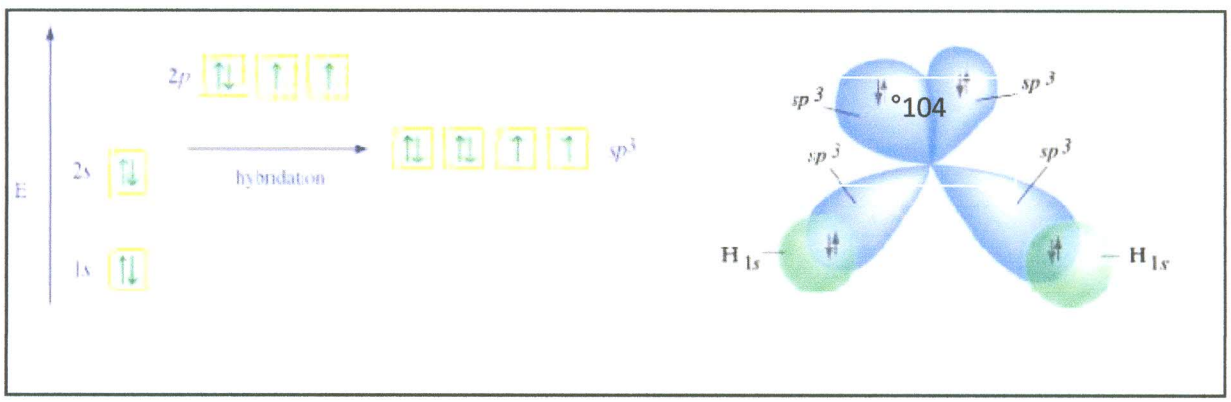


Fig. 4 /تماثل المحطات المهجنة للاكسجين طاقيا

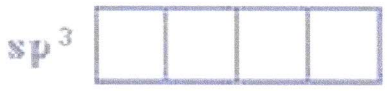


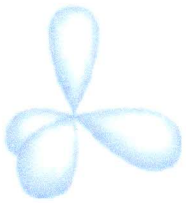
خلاصة القول التهجين SP^3 هو :

عدد الثنائيات الالكترونية الرابطة + عدد الثنائيات الالكترونية الغير رابطة = 4

Hybridation sp^3.

Nombre d'atomes liés + le nombre de doublets libres = 4

sp^3 



Angle entre les orbitales hybrides = 109,5°

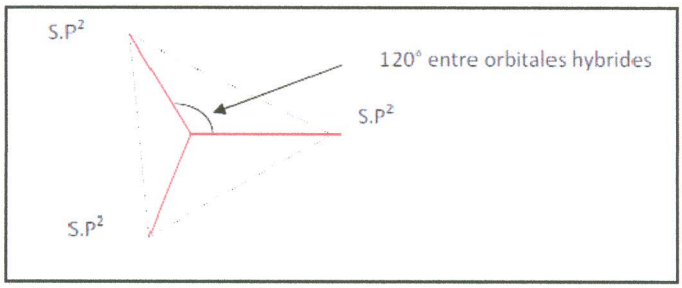
2°/ التهجين المستوى sp^2

نحصل على هذا النوع من التهجين من تداخل محط ذري S مع محطين ذريين من النوع P

3 (OM)orbitales hybrides $SP^2 + 1\,(OA)P$ ***1 (OA) S + 2(OA) P+ 1 (OA) P pure***

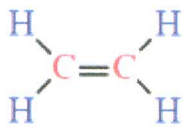
حيث أن الناتج ثلاث محطات جزيئية

- هندسة الجزيئة في المستوي
- الزاوية 120° بين المحطات المهجنة
- يبقى المحط P على حاله، عمودي على المستوى المتشكل من المحطات المهجنة الثلاثة

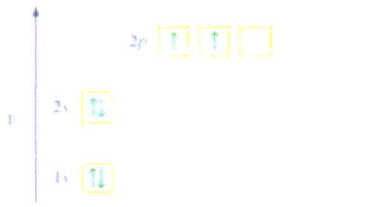


العديد من الجزيئات تتهجن في هذا النوع (SP^3) مثل : أحماض لويـــــس، $H_2C=CH_2$, $H_2C=O$ .....

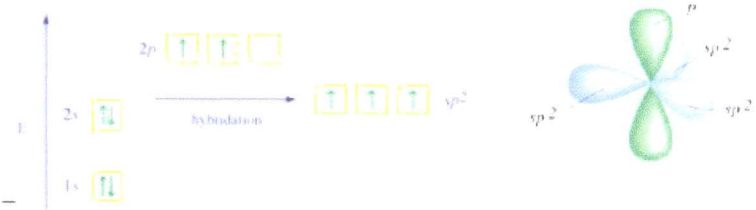
مثال: $H_2C=CH_2$



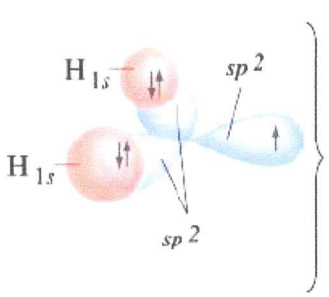
التشكيل الالكتروني للكربون

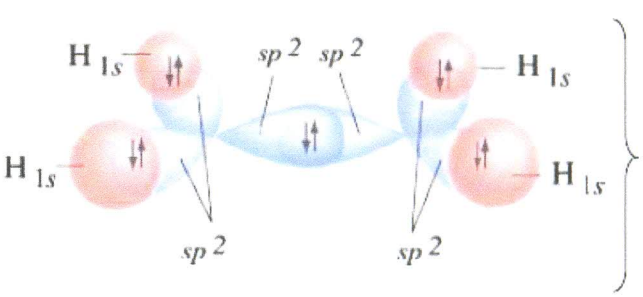


تهجين المحطات SP_2



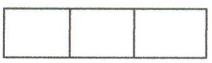
لا يمكن ان توجد رابطة π الا اذا تكونت رابطة σ أولا وتبعا لذلك أي بوجود الرابطة π فان الدوران الحر يصبح مجمدا والذي يثبت الذرات الستت في نفس المستوي





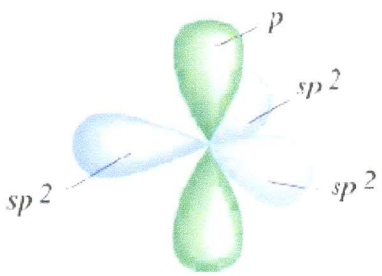
خلاصة القول أن التهجين SP^2

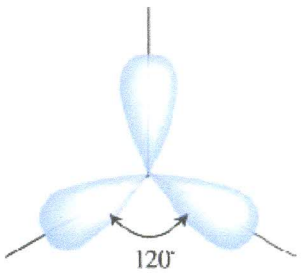
Hybridation sp^2

SP^2 

Nombre d 'atomes liés = 3

Angle entre les orbitales hybrides = 120° *Planaire*





° التهجين المستوى sp

نحصل على هذا النوع من التهجين من تداخل محط ذري S مع محط ذري من النوع P

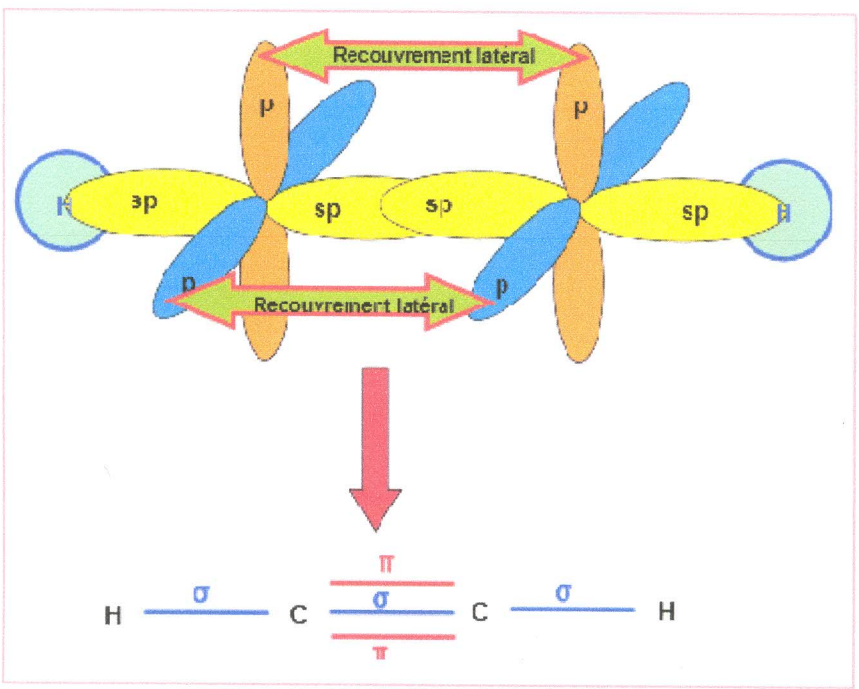
2 (OM)orbitales hybrides SP + 2 (OA)P ← نقي 2(OA) P 2 (OA) P+1 (OA) S

حيث أن الناتج محطين جزيئيين

- هندسة الجزيئة خطية بزاوية 180°
- الزاوية 90° بين المحطات المهجنة والنقية

مثال:

C_2H_2



المراجع:

http://www.chimie-briere.com

A. Gedeon ; A. Kozak, support de cours en chimie générale, chapitre2.Liaisons chimiques, univ. Pierre et Marie Curie, France

علي بلفتاح, أحمد بن عامر, كيمياء عامة (الجزء الأول: بنية المادة), مطبوعات جامعة قسنطينة, 2001