

## الفصل السادس: الروابط الكيميائية

### • مقدمة:

من دراستنا للتركيب الإلكتروني لعناصر الجدول الدوري لاحظنا أن أكثر ذرات العناصر استقرارا هي ذرات الغازات النبيلة مثل الهيليوم والنيون والأرغون... ولا تشترك في تفاعلات كيميائية وذلك لاكتمال مستوى الطاقة الخارجي لها بالإلكترونات، بينما باقي عناصر الجدول الدوري تدخل في تفاعلاتها الكيميائية لتعدل التوزيع الإلكتروني لمستوياتها الخارجية بأن تكتسب أو تفقد أو تشارك بعدد من الإلكترونات حتى تصل هذه المستويات إلى حالة الاستقرار التي تماثل أقرب غاز خامل لها في العدد الذري. ونتيجة لهذا التغير في عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي تتكون روابط أو تنكسر روابط بين الذرات وهو ما يسمى بالتفاعل الكيميائي.

أي أن التفاعل الكيميائي ما هو إلا عملية كسر الروابط الموجودة في جزيئات المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة من التفاعل. وعدد الروابط المتشكلة تعتمد على عدد الإلكترونات الحرة المتواجدة في المجال الخارجي أي على عدد الكثرونات التكافؤ.

كان العالم الأمريكي لويس *G.N. Lewis* أول من افترض سنة 1916 م تمثيلا مقبولا للرابطة الكيميائية، فبالنسبة له الربط بين الذرات يتم بواسطة أزواج إلكترونية أثناء اتحاد ذرتين مع بعضهما لتشكيل جزيء، تحاول كل ذرة الحصول على التشكيلة الإلكترونية للغاز النادر الأقرب منها وتسمى هذه العملية بالقاعدة الثمانية لأن أغلب الحالات تؤدي إلى الحصول على 8 إلكترونات في الطبقة الخارجية.

### I- أنواع الروابط:

#### I-1- الروابط المكونة للجزيء:

تختلف طبيعة الرابطة الكيميائية المتشكلة بين ذرتين حسب الطريقة التي تشكلت بها هذه الرابطة و حسب طبيعة الذرتين المتحدتين و لهذا نميز الأنواع التالية:

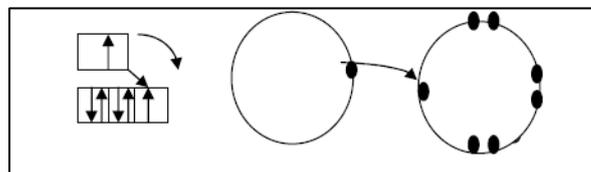
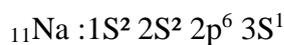
#### أ- الرابطة الأيونية (la liaison ionique):

عندما تتحد ذرتين متعادلتين مع بعضهما و يحدث انتقال كلي للإلكترون أو أكثر من إحدى الذرتين إلى أخرى، تتشكل شاردة موجبة و أخرى سالبة فتتكون رابطة كيميائية تدعى بالرابطة الأيونية. تصادف الرابطة الشاردية في المركبات الناتجة عن اتحاد عناصر ذات كهروسالبية كبيرة جدا مثل الهالوجينات مع ذرات أخرى ذات كهروجابية كبيرة جدا مثل عناصر العمود الأول للجدول الدوري.

#### مثال:

الاختلاف في الكهروسلبية كبير بين ذرتي Na و Cl و لهذا الرابطة بينهم أيونية.

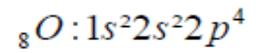
الإلكترون الوحيد الموجود في الطبقة الأخيرة للصوديوم ينتقل لمليء الطبقة الأخيرة لذرة Cl و الشكل التالي يوضح ذلك:





الرابعة المشتركة الثانية:

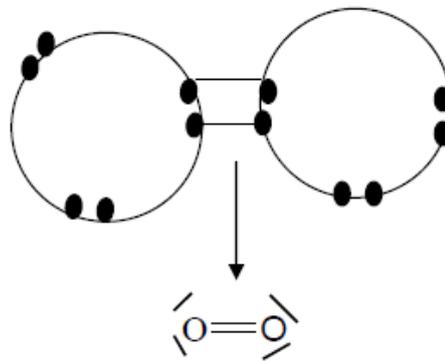
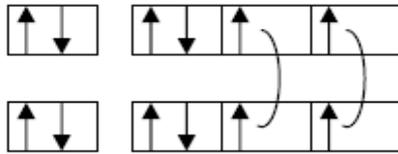
مثال: الجزيء  $O_2$



تمثيل الطبقة الأخيرة للذرتين هو:

O :

O :

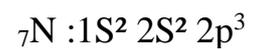


(شكل 4)

نمثل الزوج الإلكتروني الحر بخط فوق الذرة (أنظر الشكل 4).

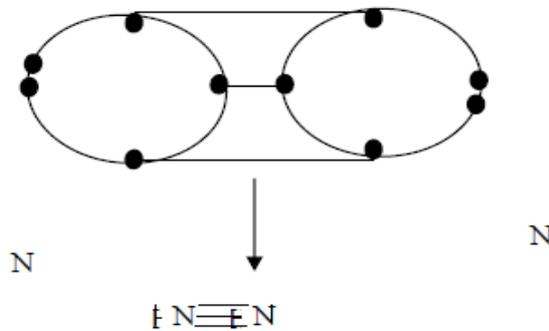
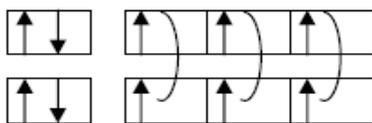
• الرابطة المشتركة الثلاثية:

مثال: الجزيء  $N_2$



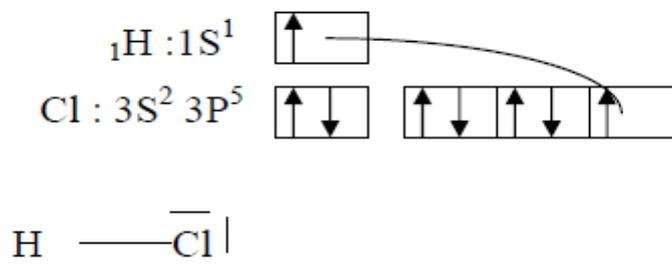
N :

N :



## ب-2- الرابطة المشتركة المستقطبة:

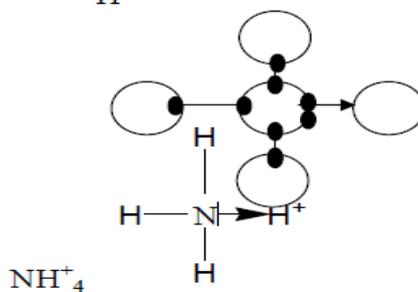
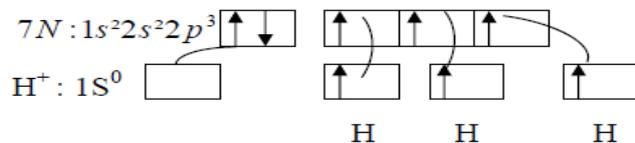
## مثال: HCl

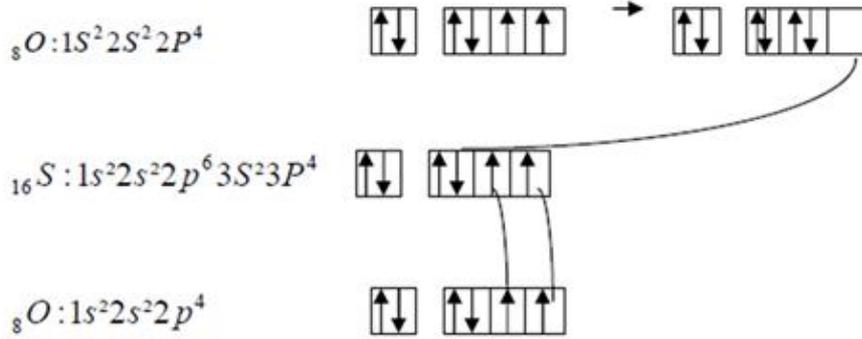


## ب-3- الرابطة المشتركة المانحة أو التساندية (liaison covalente dative ou de coordination):

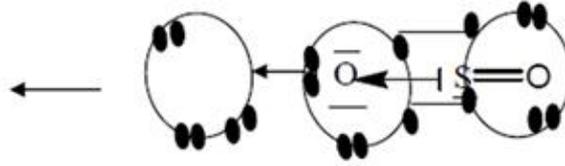
يمكن لذرتين من وضع زوج إلكتروني في حالة الاشتراك بغية الحصول على التشكيلة الإلكترونية الخارجية للغاز الخامل، بحيث يمنح هذا الزوج الإلكتروني من قبل إحدى الذرتين، في حين تشارك الذرة الأخرى بمحط فارغ (حجرة كمية فارغة) لاستقبال هذا الزوج الإلكتروني.

في الرابطة المانحة الإلكترونان اللذان يكونان الرابطة هما من طرف ذرة واحدة.  
 مثال 1: شاردة الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$



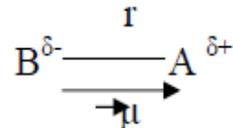
مثال 2: SO<sub>2</sub>

ملاحظة: في هذه الحالة يجب على الأكسجين أن يكون خاثة فارغة وهذا يستلزم جمع الكترونين عازبين لتكوين زوج مرتبط كما هو مبين في التخطيط.



ب-4- الجزيئات الثنائية لذرتين مختلفتين AB (الرابطة المستقطبة):

في الجزيء AB يكون هناك اختلاف في الكهروسلبية. إذا كان  $X_B > X_A$  يكون الثنائي الإلكتروني متمركز أكثر من جهة B فالكثافة الإلكترونية تقل من جهة A و من هنا يكون اختلاف التوازن فتخلق شحنة  $\delta^-$  من جهة B و  $\delta^+$  من جهة A.



يكون خلق عزم ثنائي القطب للرابطة  $\mu$  متوجهة من  $\delta^+$  إلى  $\delta^-$

✓ عزم ثنائي القطب:

هو خاصية تميز كل رابطة مستقطبة و يساوي جداء القيمة المطلقة للشحنة الجزيئية المحمولة على إحدى الذرتين و طول الرابطة. و هو شعاع اتجاهه من القطب السالب نحو القطب الموجب.

$$\vec{\mu} = q \cdot \vec{d}$$

$$\vec{\mu} = \delta \cdot e \cdot \vec{d}$$

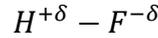
حيث:  $q$  الشحنة و  $\delta$  الشحنة الجزيئية.

وحدته في النظام الدولي هي: Coulomb.mètre (C.m) أو Debye مع العلم أن:

$$1\text{Debye} = 0,333.10^{-29} \text{ C.m}$$

مثال:

عزم HF يساوي 1,91 D و المسافة بين H و F تساوي  $d = 0,92 . 10^{-8} \text{ cm}$   
ذرة الفلور أكثر كهروسلبية من ذرة الهيدروجين اذن الشحنة الجزئية السالبة  $\delta$  تكون من جهة F  
و الموجبة من جهة H.



أحسب الشحنة q و الشحنة الجزئية  $\delta$ .

$$\vec{\mu}_{HF} = 1,91 \times 0,333. 10^{-29} = 0,636. 10^{-29} \text{ C.m}$$

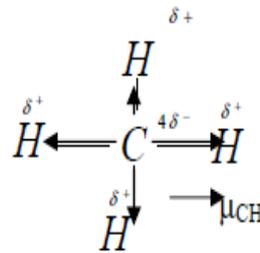
$$\vec{\mu} = q. \vec{d} \Rightarrow q = \frac{\vec{\mu}}{\vec{d}} = \frac{0,636. 10^{-29}}{0,92. 10^{-10}} = 0,69. 10^{-19} \text{ C}$$

$$q = \delta. e \Rightarrow \delta = \frac{q}{e} = \frac{0,69. 10^{-19}}{1,6. 10^{-19}} = 0,43$$

#### • العزم الكلي للجزيء:

في الجزيئات المتعددة الذرات، لكل رابطة عزم ثنائي القطب مسمى بعزم الرابطة. يساوي العزم الكلي للجزيء مجموع الهندسي لعزوم الروابط.

$$\vec{\mu} = \sum \vec{\mu}_i$$



مثال 1: CH<sub>4</sub>

يوجد تناظر في هندسة جزيء الميثان CH<sub>4</sub>.  
وبهذا يكون مجموع العزوم معدوم.

$$\vec{\mu}_{CH_4} = \sum \vec{\mu}_{CH} = \vec{0}$$

مثال 2: CO<sub>2</sub>

ان هذا الجزيء خطي و تمثيل لويس يعطي الشكل الموضح في الأسفل:  
ازن الأكسجين أكثر كهروسلبية من الكربون اذن به حد عزم متعاكس و محمه عمما يساهى الصفر .

$$\vec{\mu}_{CO_2} = \sum \vec{\mu}_{CO} = \vec{0}$$

مثال 3: جزيء الماء H<sub>2</sub>O.

جزيء الماء غير خطي و الزاوية  $\theta = \widehat{HOH}$  تساوي 105°.

$$\cos \frac{\theta}{2} = \frac{\frac{\mu_T}{2}}{\mu_{oH}} \Rightarrow \cos \frac{\theta}{2} = \frac{\mu_T}{2 \mu_{oH}}$$

الرابطه تتكون إذا كانت المساحة بين السريين السى. الجزيء يكون يمر اسرع من السريين المنصنين.

### ت- الرابطه المعدنيه (la liaison métallique):

هي رابطه كيميائيه مشتركه تسمح بترايط ذرات المعادن مع بعضها. تكون الالكترونات المشتركه فيها موزعه على شكل سحابه الكترونيه على كل ذرات المعدن. هذا ما يجعل المعدن ناقل للكهرباء.

### I-2- الروابط بين الجزيئات:

الروابط بين الجزيئات هي الروابط التي تصل الجزيئات ببعضها البعض وهي ضعيفه مقارنة بالروابط الداخليه اذ يمكن أن تكسر بتسخين بسيط وهي نوعين:

#### أ- رابطه فان ديرفالس (liaison de Van Der Waals):

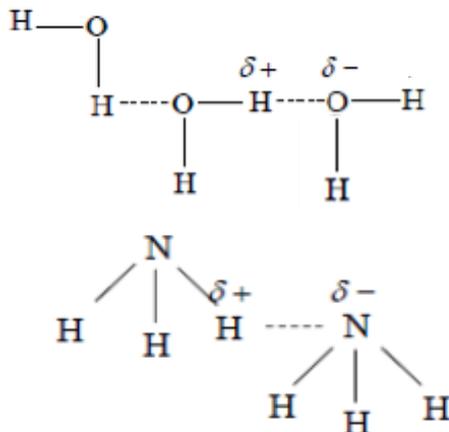
تتميز بقوى تجاذب ما بين الذرات و الجزيئات تؤثر حتى ما بين الغازات الخامله (المشبعه)، تكون هذه الرابطه مهملة تقريبا في الغازات ذوات الضغط الخفيف أو المحاليل الممدده عندما تكون المسافه ما بين الجزيئات كبيره نسبيا. كلما كانت السحابه الالكترونية للذره أو الجزيء كبيره كلما كانت قوى فندرفالس كبيره. أقوى قوى فندرفالس هي الرابطه الهيدروجينيه.

#### ب- الرابطه الهيدروجينيه (liaison hydrogène):

هي أقوى القوى بين الجزيئات و هذا لان ذره الهيدروجين H هي أصغر ذره يمكنها أن تقترب بمسافه أدنى من الجزيئات الأخرى. الرابطه تتكون اذن بين ذره هيدروجين مرتبطه و ذره من جزيء أخر أكثر كهروسلبيه و يحتوي على الأقل على زوج الكتروني حر مثل الذرات: N, O, F.

مثال: ترايط جزيئات الماء H<sub>2</sub>O مع بعضها.

ترايط جزيئات النشادر NH<sub>3</sub> مع بعضها.



## -II- البنية الإلكترونية للجزيئات:

لا تعطي نظرية لويس للرابطة إلا تمثيلاً بسيطاً عن تكوين الجزيئات وليس بإمكان هذا التمثيل توضيح شكل المحطات الجزيئية ولا طاقتها ولا يمكن التنبؤ بالشكل الهندسي للجزيئات. من أجل دراسة أحسن للجزيئات تم وضع عدة فرضيات جديدة عن الرابطة بالاعتماد على الميكانيك الكمي.

### -II-1- فرضية المحطات الجزيئية:

يفترض أن تخضع الإلكترونات في الجزيء إلى نفس القوانين التي تخضع لها في ذرة معزولة، حيث يمكن وصف كل إلكترون بموجة  $\psi$ . الدالة الموجية تحقق نفس الشروط التي حققتها الدالة  $\psi$  في الذرة:

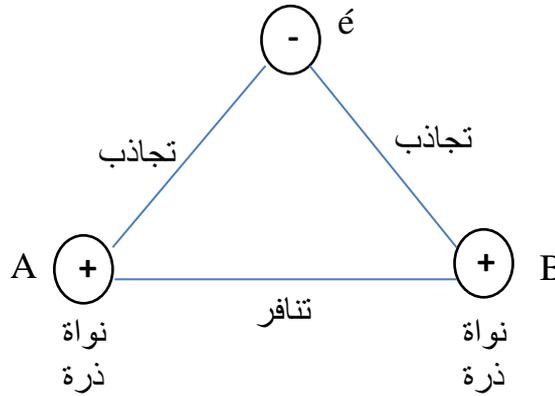
- $\psi^2$  يمثل كثافة احتمال وجود الإلكترون و يحدد شكل المحط الجزيئي.
- الإلكترونات تشغل مختلف المحطات الجزيئية حسب ترتيبها الطاقوي المتزايد.
- مبدأ باولي وقاعدة هوند يطبقان كذلك على الجزيئات و لكل إلكترون سبين  $+\frac{1}{2}$  أو  $-\frac{1}{2}$ .

دراسة الرابطة الكيميائية في النظرية الكمية يعود إلى دراسة خواص المحطات الجزيئية و مستوياتها الطاقوية.

### -II-1-1- المحطات الجزيئية أحادية الإلكترون:

أ- طريقة الاتحادات الخطية للمحطات الذرية **LCAO**: (Linear Combinations of Atomic Orbitals)

أبسط رابطة يمكن دراستها هي رابطة بين ذرتين من الهيدروجين فقدت إحداهما إلكترون ( $H_2^+$ ):



معادلة شرودنجر تكتب بالشكل:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m}\Delta\psi + (E_{pr} + E_{pa})\psi = E\psi$$

$m$ : كتلة الإلكترون

$E_{pr}$ : الطاقة الكامنة للتنافر بين النواتين.

$E_{pa}$ : الطاقة الكامنة للإلكترون الخاضع إلى قوة التجاذب من قبل النواتين.

في حالة ذرة هيدروجين معزولة يوصف الإلكترون بالمحط الذري  $\psi$ ، بينما في حالة الأيون الجزيئي  $H_2^+$  يوصف الإلكترون بالدالة الموجية  $\emptyset$  و هي عبارة عن محط جزيئي. و توصف الدالة  $\emptyset$  حسب طريقة LCAO بأنها اتحاد خطي للمحطين الذريين  $\psi_A$  و  $\psi_B$  لذرتي الهيدروجين A و B.

$$\emptyset = C_A \psi_A + C_B \psi_B$$

$\psi_B$  و  $\psi_A$  محطين ذريين و المعاملين  $C_B$  و  $C_A$  عدنان حقيقيان مجهولان يمكن حسابهما. الحل المتحصل عليها هي:

$$\emptyset^+ = \frac{1}{\sqrt{2(1+s)}} (\psi_A + \psi_B)$$

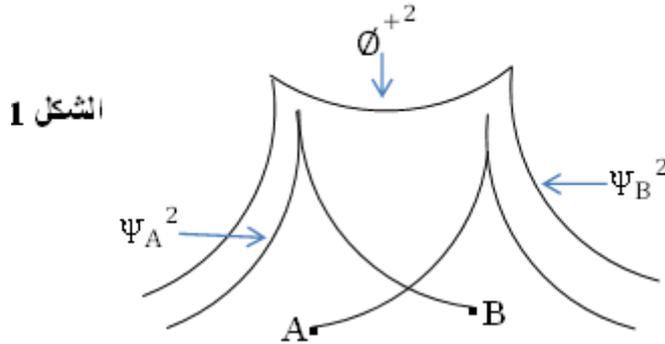
$$\emptyset^- = \frac{1}{\sqrt{2(1-s)}} (\psi_A - \psi_B)$$

$\emptyset^+$  و  $\emptyset^-$  عبارة عن محطان جزيئيان.

يمثل s مدى التداخل بين المحطين  $\psi_A$  و  $\psi_B$  و يعرف بتكامل التداخل و الذي يقيس مجموع النقاط المشتركة بين المحطين، كلما كان التداخل بين المحطين كبير كلما ارتفعت قيمة s.

**ب- التفسير الفيزيائي للدالتين الموجبتين الجزيئيتين:**

**1- الدالة  $\emptyset^+$ : لنقارن بين  $\emptyset^{+2}$  و  $(\psi_A^2 + \psi_B^2)$ : (الشكل 1)**

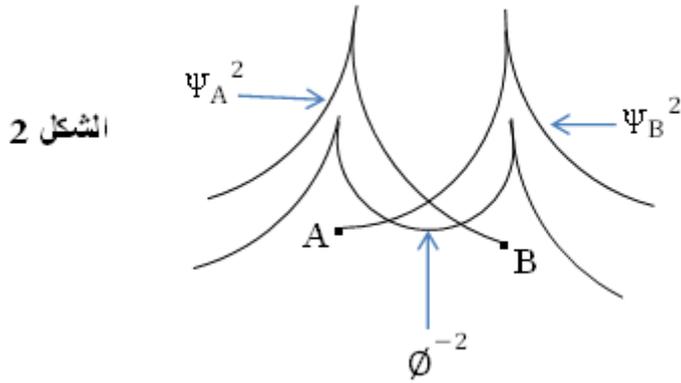


إن  $\emptyset^2$  أكبر من  $(\psi_A^2 + \psi_B^2)$  بين النواتين. و هذا يعني أن احتمال وجود الإلكترون بين النواتين يكون أكبر، يقال عن المحط  $\emptyset^+$  أنه محط رابط (orbitale liante).

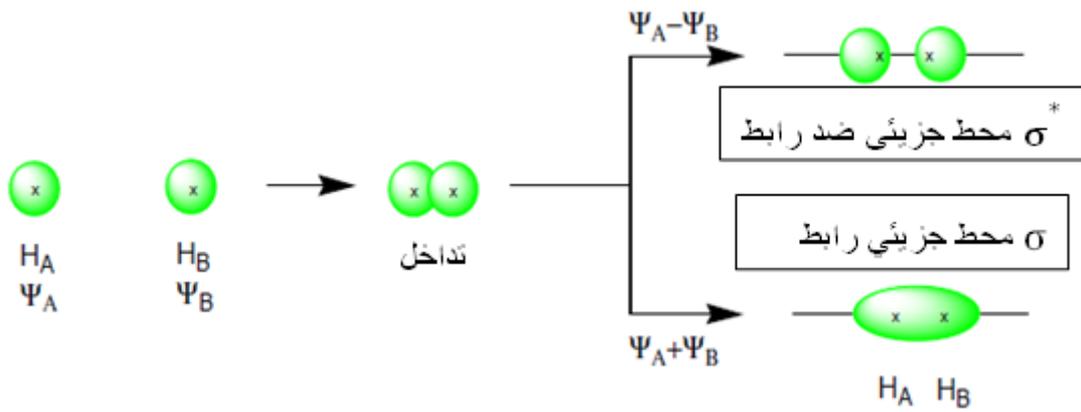
**2- الدالة  $\emptyset^-$ : لنقارن بين  $\emptyset^{-2}$  و  $(\psi_A^2 + \psi_B^2)$ : (الشكل 2)**

نلاحظ احتمال وجود الإلكترون بين النواتين احتمال ضعيف، يقال عن المحط  $\emptyset^-$  أنه محط ضد رابط (orbitale antiliante).

- الحل  $\emptyset^+$  يوافق وجود  $H_2^+$  في حالة مستقرة و منه شرط تكوين الرابطة هنا يكون محقق بين النواتين.



ت- الشكل الهندسي للمحطات  $\phi^+$  و  $\phi^-$ :

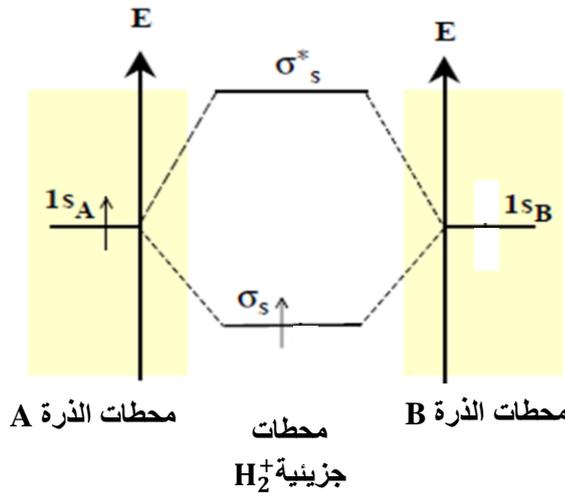


ث- طاقة المحطات الجزيئية:

- وجد أن الإلكترون يكون أكثر استقرار في محط جزيئي رابط منه في محط ذري.

- كذلك وجد أن طاقة

أ-



مستويات الطاقة للمحطات الجزيئية في أيون  $H_2^+$

II-1-2- المحطات الجزيئية متعددة الإلكترونات:

يمكن تعميم النتائج المحصل عليها أثناء دراسة الأيون  $H_2^+$  إلى جزيئات تحمل عدة إلكترونات.

أ- المحطات الجزيئية  $\sigma$  و  $\pi$ :

إن المحطات p و d كالمحطات s قادرة على تشكيل محطات جزيئية. نميز حسب التناظر:

المحطات الجزيئية  $\sigma$ :

يتم الحصول عليها بالتداخل المحوري لمحطين ذريين (recouvrement axial)، الرابطة  $\sigma$  هي رابطة مستقرة.

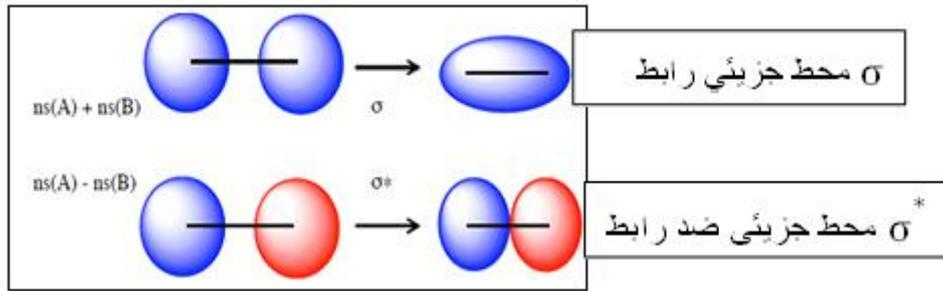
المحطات الجزيئية  $\pi$ :

يتم الحصول عليها بالتداخل الجانبي لمحطين ذريين (recouvrement latéral):

ب- شكل المحطات الجزيئية:

يحدده نوع المحطات الذرية المتداخلة.

1- تداخل محط s مع محط s:

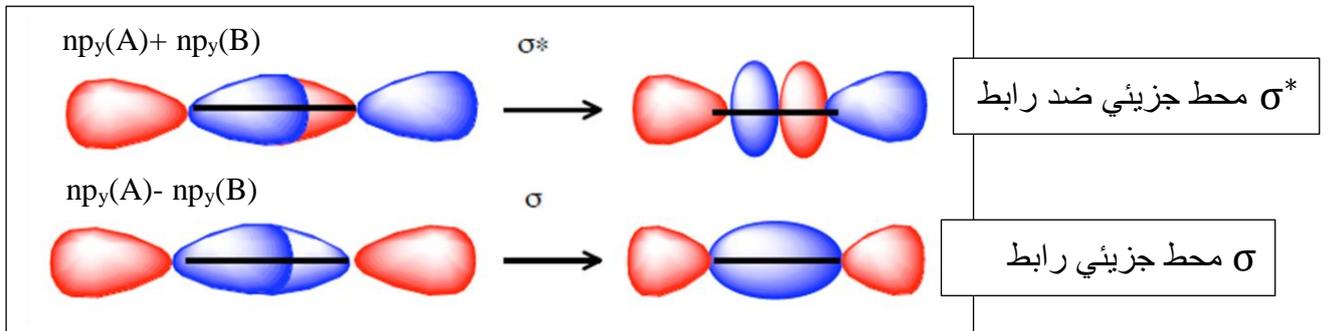
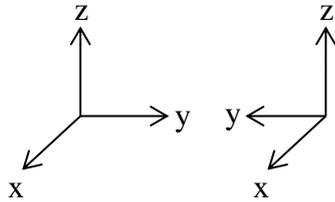


تداخل المحطات s يكون دائما محوري ليعطي محطات من نوع  $\sigma$ .

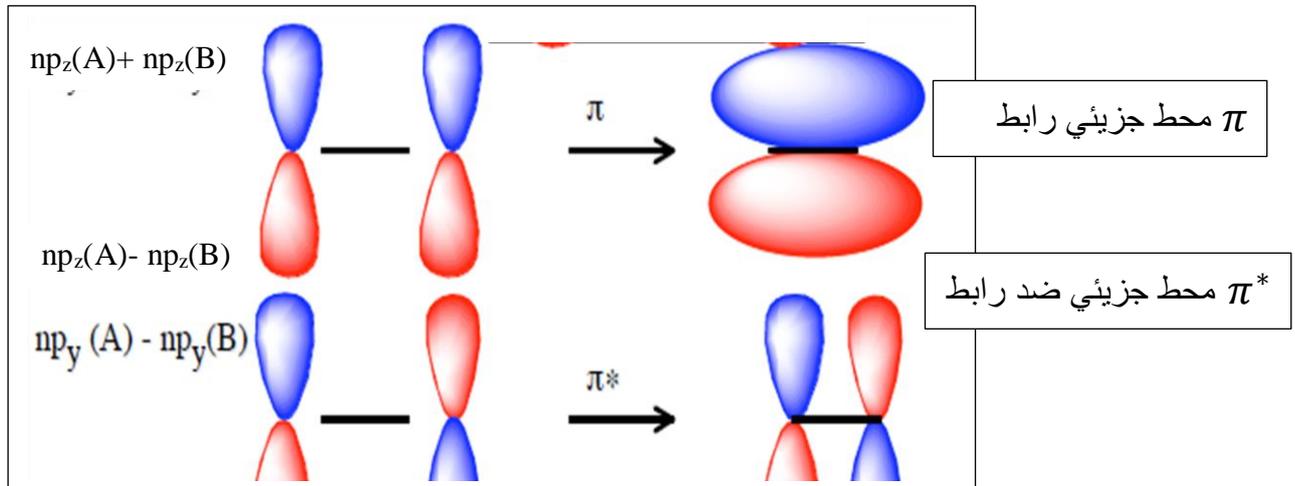
2- تداخل محط p مع محط p:

لنختار جملة المحاور التالية لذرتين A و B.

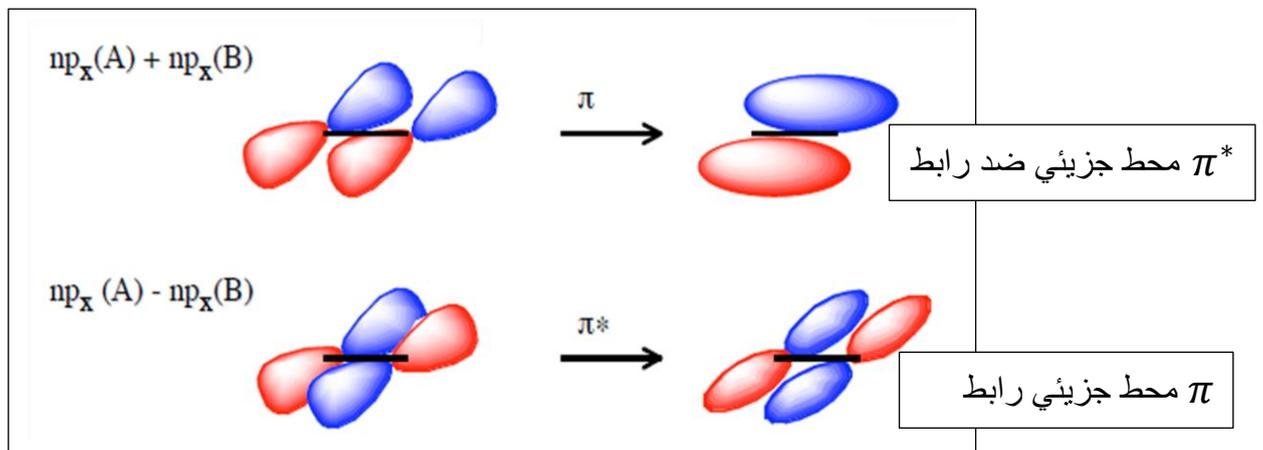
- تداخل محط  $p_y$  مع محط  $p_y$ :



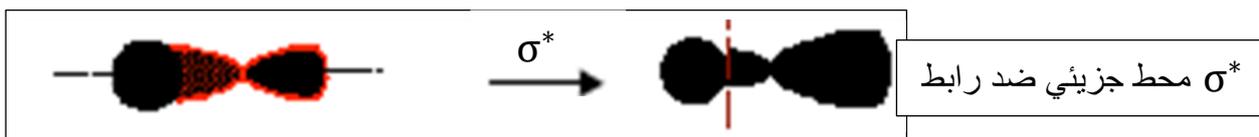
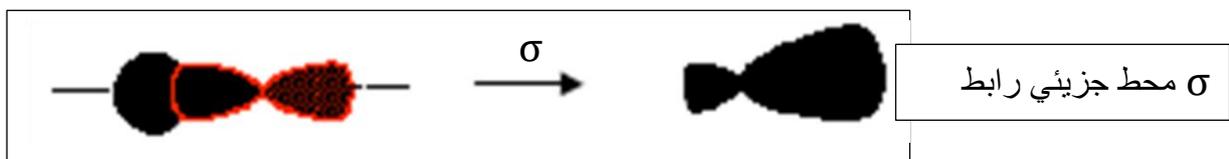
- تداخل محط  $p_z$  مع محط  $p_z$ :



- تداخل محط  $p_x$  مع محط  $p_x$ :

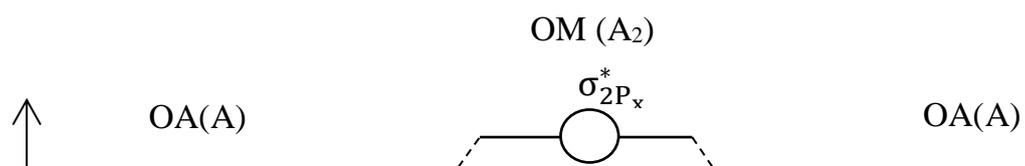


3- تداخل محط S مع محط p:



ج- طاقة المحطات الجزيئية:

• جزيء من نوع  $A_2$ :



مخطط الطاقة للمحطات الجزيئية للجزيء  $A_2$

- ترتيب مستويات الطاقة عموماً يكون:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \sigma_{2px} < \pi_{2py} = \pi_{2pz} < \pi_{2y}^* = \pi_{2z}^* < \sigma_{2px}^*$$

**ملاحظة:**

في بعض الجزيئات المسماة جزيئات خفيفة و التي عامة يكون لديها عدد إلكترونات أقل أو يساوي 14، يلاحظ أن طاقة المحط  $\sigma_{2px}$  تكون أكبر من طاقة المحطات  $\pi_{2py}$  و  $\pi_{2pz}$ .

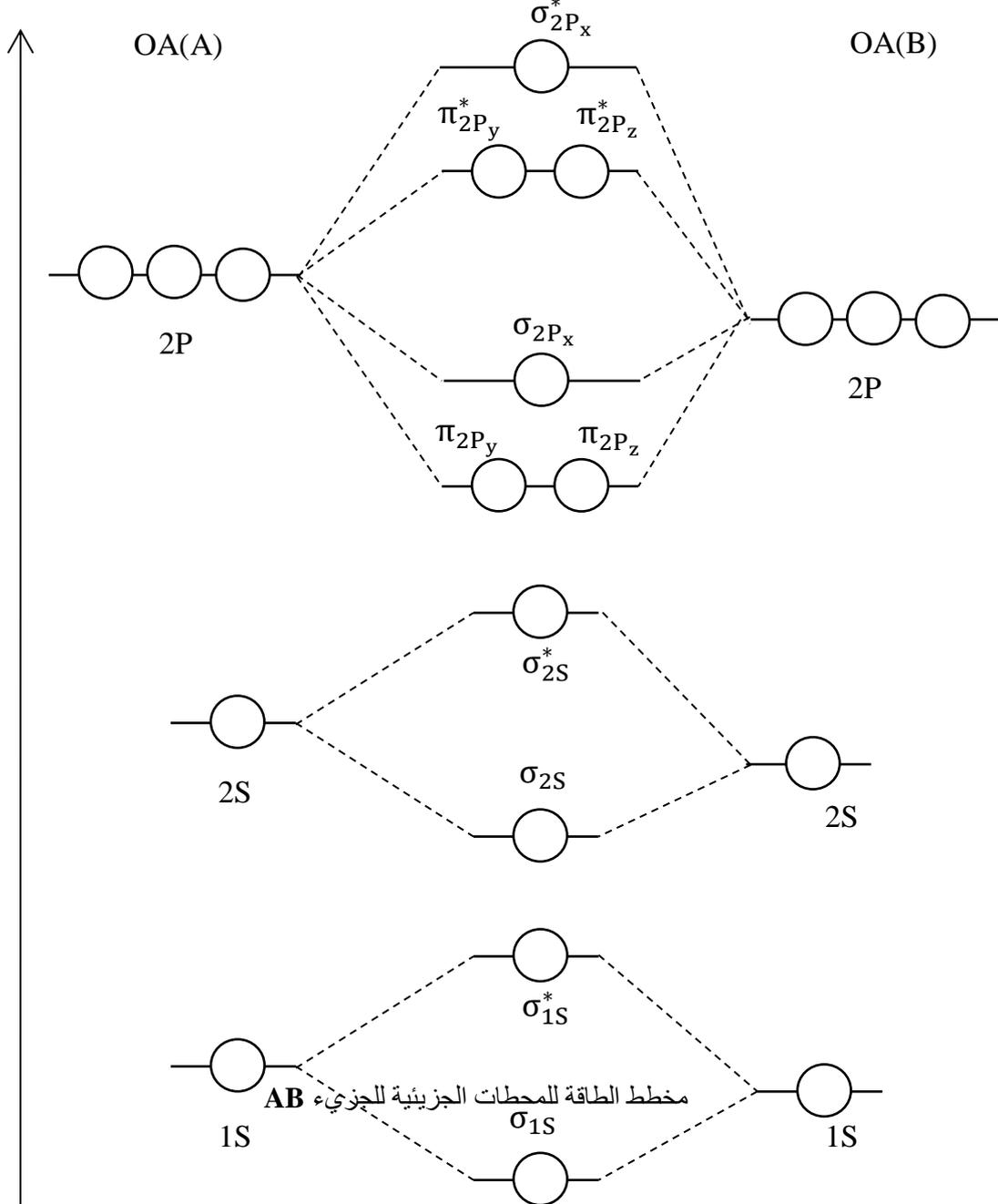
- ترتيب مستويات الطاقة يكون:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \pi_{2py} = \pi_{2pz} < \sigma_{2px} < \pi_{2y}^* = \pi_{2z}^* < \sigma_{2px}^*$$

ملئ المحطات الجزيئية يتبع نفس قواعد المحطات الذرية.

• جزيء من نوع AB (B أكثر كهروسلبية من A):

الذرة B أكثر كهروسلبية من A، B توضع على اليمين المخطط، تمثل بمحطات ذرية لها طاقة أقل من طاقة A.



- ترتيب مستويات الطاقة مماثل للجزيء A<sub>2</sub> الخفيف:

$$\sigma_{1s} < \sigma_{1s}^* < \sigma_{2s} < \sigma_{2s}^* < \pi_{2py} = \pi_{2pz} < \sigma_{2px} < \pi_{2y}^* = \pi_{2z}^* < \sigma_{2px}^*$$

### د- الصيغة الإلكترونية للجزيئات:

هي كتابة المحطات الجزيئية أفقياً مع ترتيبها وفق التزايد في الطاقة و وضع كل محط بين قوسين، فوق القوس نضع عدد إلكترونات المحط.  
مثال جزيء  $O_2$ :

$$O_2 : (\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2px})^2 (\pi_{2py})^2 (\pi_{2pz})^2 (\pi_{2py}^*)^1 (\pi_{2pz}^*)^1 (\sigma_{2px}^*)^0$$

### ه- رتبة الرابطة:

$$\text{رتبة الرابطة} = \frac{\text{عدد الإلكترونات الرابطة} - \text{عدد الإلكترونات ضدالرابطة}}{2}$$

كلما كانت رتبة الرابطة كبيرة كلما كان الاستقرار أكبر.

### و- الخواص المغناطيسية للجزيئات:

صفة تميز سلوك الجزيئات عند وضعها ضمن مجال مغناطيسي.

#### - المواد الديامغناطيسية:

مواد أقل إنفاذية لخطوط القوى المغناطيسية من الفراغ و تميل المواد إلى الحركة من جهة المجال المغناطيسي القوي إلى الضعيف و هي المواد المكونة من ذرات أو جزيئات ليس لها إلكترونات حرة.

#### - المواد البارامغناطيسية:

مواد تقدم عكس السلوك السابق أي تتحرك من جهة المجال المغناطيسي الضعيف إلى القوي و هي المواد المكونة من ذرات أو جزيئات لها إلكترونات حرة.

### III- الأشكال الهندسية للجزيئات:

رغم النجاح الذي حققته فرضية الاتحادات الخطية للمحطات الذرية في توضيح الخواص المغناطيسية للجزيئات و تحديد طاقة المحطات الجزيئية إلا أنها فشلت في تعيين الأشكال الهندسية لأغلب الجزيئات.

#### III-1- باستخدام نظرية جيلسبي (Gillespie):

هي نموذج يستخدم في الكيمياء بغرض تعيين الشكل الهندسي الذي يتخذه جزيء على أساس عدد الإلكترونات المزدوجة التي تحيط بالذرة المركزية. تسمى هذه النظرية باسم مكتشفها "نظرية جيلسبي- نيهولم". وتعرف كذلك باسم نظرية (VSEPR) وتعني نظرية تدافع الزوج الإلكتروني في مدارات التكافؤ (Valence shell electron pair repulsion theory).

حيث استند العالمان في نظريتهما إلى ان إلكترونات التكافؤ المزدوجة التي تحيط بذرة تتنافر عن بعضها البعض بسبب شحناتها السالبة؛ وعلى هذا السبيل فإنهما سوف يتخذان دورانا في شكل هندسي يخفض من شدة تنافرهما؛ بذلك يشكلان الشكل الهندسي للجزيء ككل .

## - القواعد المستنبطة من نظرية جيلسبي:

استنبطت من نموذج (VSEPR) القواعد التالية للجزيئات من النوع  $AX_nE_m$ :

A : الذرة المركزية، X: الذرة المرتبطة بـ A ، n : عدد الذرات X المرتبطة بـ A ، E: الزوج الإلكتروني الحر حول الذرة المركزية A ، m: عدد الأزواج الحرة لـ A.

- الزوج الإلكتروني الخاص بالذرة المركزية A في الجزيء يتشكل بحيث تكون المسافة بينهما أكبر ما يمكن.
- أزواج الإلكترونات الحرة تشغل حجما أكبر من الحجم الذي تشغله أزواج الإلكترونات الرابطة، وتؤدي إلى تضخيم الزاوية X-A-E وتصغير الزاوية X-A-X.
- وجود اختلاف كبير في الكهروسلبية بين A و X تقلل من حجم الرابطة الكيميائية.
- تحتاج الرابطة المتعددة (رابطة ثنائية أو رابطة ثلاثية) إلى شغل حجم أكبر مما تحتاجه الرابطة الأحادية، حيث يتصاعد الحجم اللازم للرابطة بتصاعد رتبة الرابطة.
- وبغرض تعيين البنية التقديرية لجزيء تؤخذ فقط الروابط سيغما في الحساب.

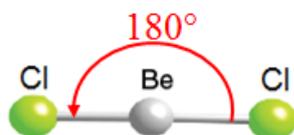
### AX<sub>n</sub>E<sub>m</sub>

الهندسة الفراغية	n+m
خطي	2
مثلث متساوي الأضلاع	3
رباعي الوجوه	4
ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة متساوية الأضلاع	5
ثماني الوجوه أو ثنائي الهرم ذو قاعدة مربعة	6

أمثلة:

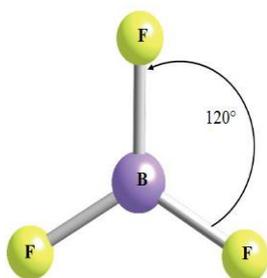
1. حالة زوجان رابطان : مثال  $BeCl_2$   $\square\square$  Cl-Be-Cl :

جزيء من نوع  $AX_2$ ، فيه  $n + m = 2$  وعليه فإن الجزيء يكون خطي حيث تكون الزاوية بين الرابطين  $180^\circ$ .



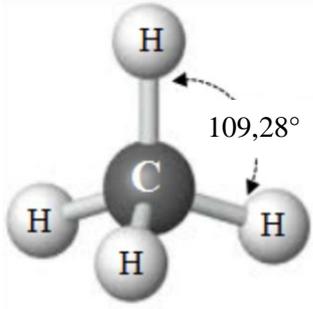
2. حالة ثلاثة أزواج رابطة مثال  $BF_3$ ,  $SnCl_2$  :

جزيئات من نوع  $AX_3$ ,  $AX_2E_1$  على الترتيب فيهما  $n + m = 3$  وعليه فإن الجزيئات يكونان عبارة عن مثلث متساوي الأضلاع، حيث تكون الزاوية بين كل رابطين  $120^\circ$  (على شكل V).

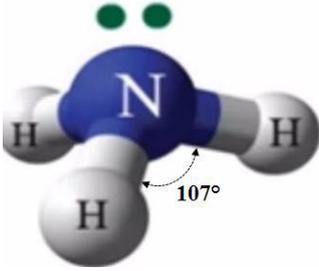


3. حالة أربعة أزواج رابطة: مثال  $\text{CH}_4$  :

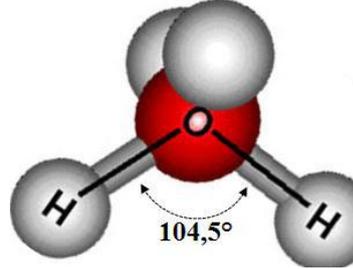
جزيء من نوع  $\text{AX}_4$  فيه  $n + m = 4$  وعليه فان الجزيء عبارة عن رباعي الوجوه حيث تكون الزاوية بين كل رابطتين  $109,28^\circ$  (على شكل V).

4. حالة ثلاثة أزواج رابطة وزوج غير رابط مثال  $\text{NH}_3$  :

جزيء من نوع  $\text{AX}_3\text{E}_1$  فيه  $n + m = 4$  وعليه فان الجزيء عبارة عن رباعي الوجوه حيث تكون الزاوية بين كل رابطتين  $107^\circ$  (على شكل V).

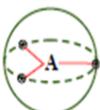
5. حالة زوجان رابطان وزوجان حران (غير رابطان) مثال جزيء الماء  $\text{H}_2\text{O}$  :

جزيء من نوع  $\text{AX}_2\text{E}_2$  فيه  $n + m = 4$  وعليه فان الجزيء عبارة عن رباعي الوجوه حيث تكون الزاوية بين كل رابطتين  $104,5^\circ$ .



كملخص:

الشكل الهندسي للجزيء	m	n	نوع الجزيء	عدد الأزواج الإلكترونية (الرابطية + الحرة)
 خطي ( $\square\square = 180^\circ$ )	0	2	$\text{AX}_2$	2



مثلث متساوي الأضلاع ( $\alpha = 120^\circ$ )	0	3	<b>AX<sub>3</sub></b>	3
مثلث متساوي الأضلاع ( $\alpha < 120^\circ$ )	1	2	<b>AX<sub>2</sub>E<sub>1</sub></b>	3
رباعي الوجوه ( $\alpha = 109^\circ 28'$ )			<b>AX<sub>4</sub></b>	4
رباعي الوجوه ( $\alpha < 109^\circ 28'$ )	1	3	<b>AX<sub>3</sub>E<sub>1</sub></b> <b>AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub></b>	4
ثنائي الهرم ذو قاعدة مثلثة متساوية الأضلاع ( $\alpha = 120^\circ, \beta = 90^\circ$ )	0	5	<b>AX<sub>5</sub></b>	5
	1	4	<b>AX<sub>4</sub>E<sub>1</sub></b>	
	2	3	<b>AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub></b>	
	3	2	<b>AX<sub>2</sub>E<sub>3</sub></b>	
ثماني الوجوه ( $\alpha = 90^\circ$ )	0	6	<b>AX<sub>6</sub></b>	5
	1	5	<b>AX<sub>5</sub>E<sub>1</sub></b>	
	2	4	<b>AX<sub>4</sub>E<sub>2</sub></b>	
	3	3	<b>AX<sub>3</sub>E<sub>3</sub></b>	
	4	2	<b>AX<sub>2</sub>E<sub>4</sub></b>	

### III-2- باستخدام نظرية تهجين المحطات الذرية (الأشكال الهندسية للجزيئات باستخدام فرضية التهجين و فرضية LCAO):

▪ **التكافؤ:** هو عدد الروابط المتكافئة التي يمكن لذرة أن تشكلها.

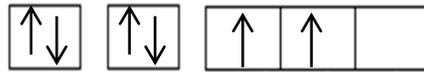
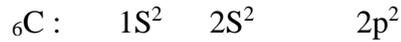
**أمثلة:**

- تكافؤ N في  $\text{NH}_3$  يساوي 3.

- تكافؤ P في  $\text{PCl}_3$  يساوي 3 و في  $\text{PCl}_5$  يساوي 5.

▪ **الحالة الأساسية، حالة تكافؤ:**

الكربون  ${}^6\text{C}$  في حالته الأساسية صيغته الإلكترونية بالحجيرات:



يملك إلكترونين حريين و تكافؤه يساوي 2 في أغلب الأحيان يكون للكربون تكافؤ 4 حيث عند اقتراب ذرات أخرى من ذرة الكربون يجعل هذا الأخير يغير صيغته الإلكترونية لينتقل إلى حالة تكافؤ يرمز لها بـ  ${}^*\text{C}$ .



و لشرح هذه الظاهرة يجب علينا إدخال التهجين للمحطات الذرية.

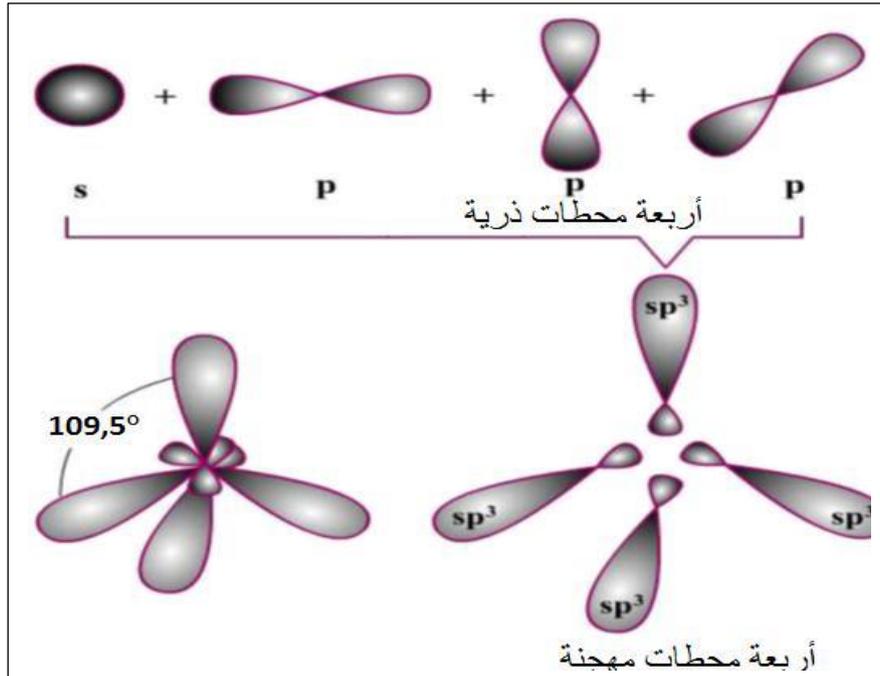
### - التهجين:

هو عبارة عن اتحاد خطي لمحطات ذرية في نفس الذرة، المحطات المهجنة لا تظهر إلا عند اقتراب ذرات أخرى لتكوين روابط و هي محطات ذرية.

### (أ) أنواع المحطات المهجنة:

#### - تهجين $SP^3$ (Hybridation tétragonale):

تجري الذرات المركزية تهجين  $SP^3$  اذا اختلط المحط S مع ثلاثة محطات من نوع p لنفس الذرة، وبالتالي تتكون اربعة محطات مهجنة  $SP^3$  وتنتج هذه المحطات المهجنة في الفراغ، بحيث يكون التنافر بين الكترونات اقل ما يمكن لتأخذ شكل رباعي الواجه.



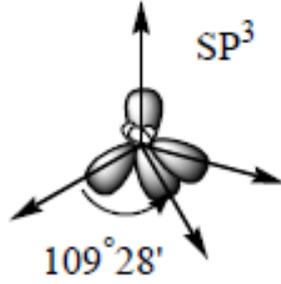
مثال: جزيء  $CH_4$ .

عند اقتراب ذرات الهيدروجين من ذرة الكربون



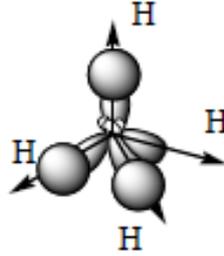
تقوم ذرة الكربون بإعادة تشكيل المحطات المعنية بالترابط بحيث تصبح لها نفس الطاقة و التناظر:

المحطات المعنية هنا هي محط S و محطات  $P_x, P_y, P_z$  ، و نوع التهجين يكون  $SP_xP_yP_z$  أو  $SP^3$ ، الرقم 3 يعني ثلاث محطات، تتكون في الأخير أربع محطات مهجنة  $SP^3$  كما هي موضحة في الشكل:



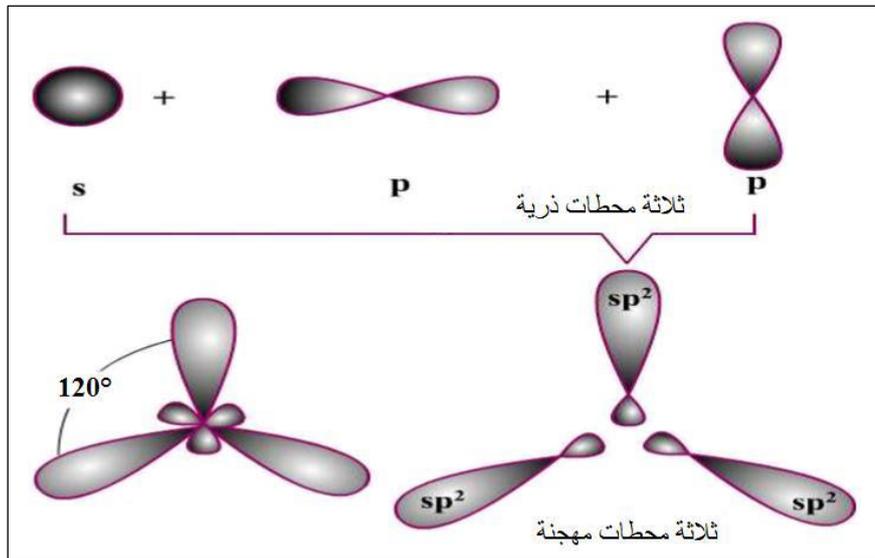
مع محط 1S لذرات الهيدروجين لتكوين روابط

يلقب التهجين برباعي الوجوه بعد ذلك ي بسيطة و متينة تسمى روابط سيغما.

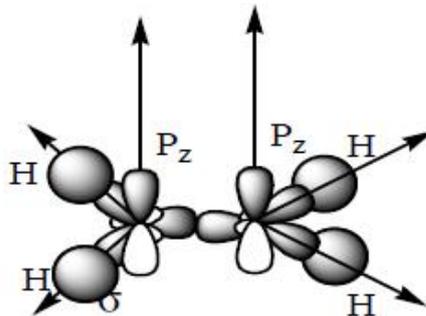


### - تهجين $SP^2$ (Hybridation Trigonale):

التهجين  $SP^2$  عبارة عن اتحاد خطي للمحط الذري S و محطين P ( $P_x, P_y$ ) للوصول إلى 3 محطات  $SP^2$  متكافئة (المحط Pz المتبقي يبقى في حالته الأساسية)، محاور المحطات الثلاثة تشكل فيما بينها زوايا قدرها  $120^\circ$  و في نفس المستوى:



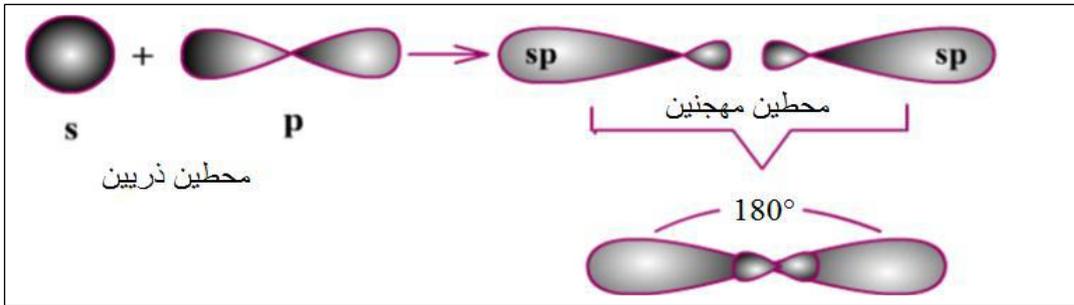
مثال:  $C_2H_4$



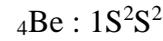
كل كربون في هذا الجزيء تهجينه  $SP^2$ .  
 المحطان Pz غير المهجين للكربونين يكونان رابطة جانبية  $\square$  باشتراك الكترونيهما العازبين. المحط Pz غير المهجن  
 يلقب بمحط نقي Pure.

### - تهجين SP (hybridation Diagonale):

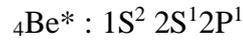
المحطات المهجنة SP تنتج من اتحاد خطي لمحطين ذريين S و P.



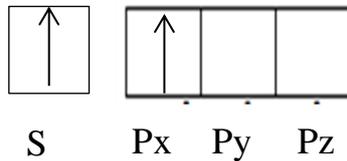
### مثال 1: $BeH_2$



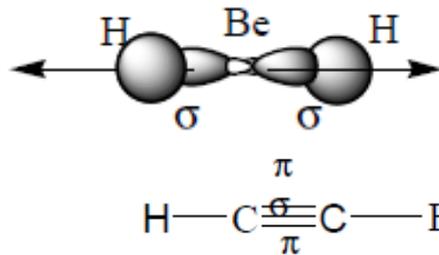
في الحالة الطبيعية



في الحالة المثارة



البيريوم يكون في حالة تهجين SP (بخط المحط S مع المحط Px نتحصل على محطين هجينين SP). إن المحطان Py و Pz محطان نقيان و فارغان. المحطين المهجينين SP يكونان رابطة سيغما مع المحط S لكل هيدروجين.



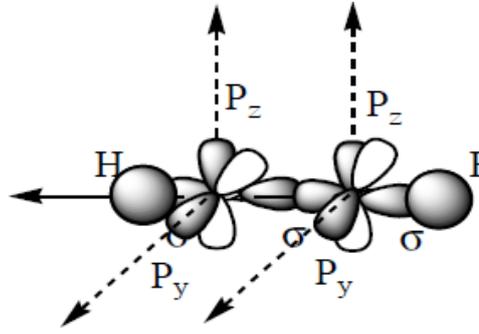
### مثال 2: $C_2H_2$

الكربون في حالة تهجين SP .

إن الرابطة  $\square$  (C-C) ناتجة عن ترابط المحطين الهجينين (SP-SP).

الرابطة  $\square$  (C-H) (SP-S) ناتجة عن ترابط المحط S للهيدروجين مع المحط الهجين SP للكربون .

يبقى على كل ذرة كربون محطان (Py, Pz) غير مهجنين. المحطان المتقابلان Py للكربونين يشكلان رابطة  $\square$  باشتراك الكترونيهما و نفس الشيء بالنسبة للمحطين المتقابلين Pz كما هو مبين في الشكل



ملاحظة:

يمكن أن تشترك المحطات d في التهجين ويحدث هذا غالبا في الجزيئات أو الشوارد الكبيرة أو المعقدة.