

الفصل السادس

الروابط الكيميائية

I. مقدمة

لشرح طبيعة الروابط التي تتحد بها الذرات لتكون جزيئات حيث كان يفترض بانه يتم انتقال الكترون من ذرة الى اخرى بحيث تتاين هذه الذرات فتكتسب شحنات مختلفة (- او +) فيتجاذبان فيما بينهما حسب قانون الكهرباء الساكنة ليتكون الجزيء. هذا التفسير لا يمكن تعميمه على كل الجزيئات و من هنا نستنتج انه يوجد عدة انواع من

الروابط الكيميائية هي :

- الرابطة الايونية ;
- الرابطة المشتركة ;
- رابطة Van Der Waals ;
- الرابطة الهيدروجينية.

II. انواع الروابط الكيميائية

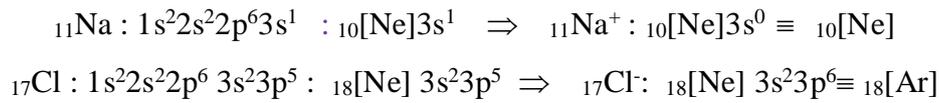
II-1 . الروابط داخل الجزيء

1- الرابطة الايونية

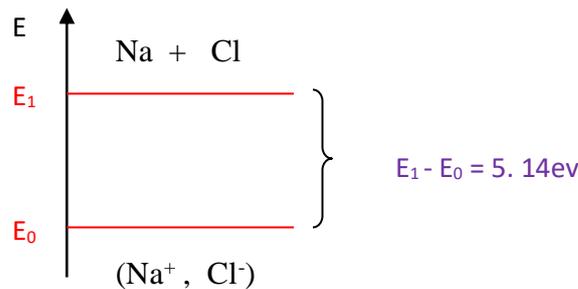
عند تسخين الصوديوم مع الكلور في حالتها الغازية نلاحظ تكون جزيء NaCl و يرافقه طاقة.



و تفسير ذلك هو ان الكترون التكافؤ للصوديوم ينتقل الى ذرة الكلور فنحصل على ايونين مستقرين لهما البنية الالكترونية للغازين الخاملين : النيون Ne و الارغون Ar .



النظام النهائي المتكون من الزوج الايوني المتحصل عليه (Na^+ , Cl^-) اكثر استقرار من النظام الابتدائي المتكون من ذرة صوديوم و ذرة كلور بفرق في الطاقة قدره 5.14 eV.



- الجزيء يكون دائما اكثر استقرار من الذرات التي تكونه مستقلة.
- بصفة عامة الروابط الايونية تتشكل بين عناصر الفوج I_A و II_A (القلويات و القلوبات الترابية) مع عناصر الفوج VI_A و VII_A (مجموعة الاكسجين و الهالوجينات).

*طول الرابطة الايونية

نعتبر البعد بين الايونين Na⁺ و Cl⁻ هو المسافة r بحيث لا يتداخلا و نعتبرهما شحنتين متركزتين +e و -e . الطاقة الكامنة الناتجة عن التجاذب بين هذين الايونين تعطى بدلالة البعد بينهما r بالعلاقة التالية :

$$E_{att} = \frac{-e^2}{r}$$

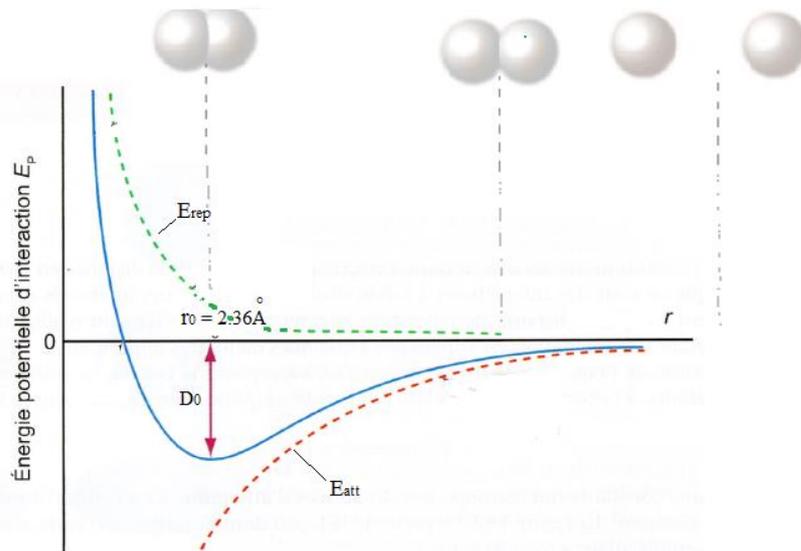
و بتناقص هذا البعد تزداد قوى التنافر بين الالكترونات و نواة الذرتين و تنتج طاقة كامنة تعطى بالعلاقة :

$$E_{rep} = be^{-ar}$$

بحيث a و b ثابتان يحددان نظريا انطلاقا من معادلة الموجة الذرية. الطاقة الكلية لهذا النظام تعطى بالعلاقة :

$$E = E_{att} + E_{rep} = \frac{-e^2}{r} + be^{-ar}$$

برسم E بدلالة r نحصل على المنحنى التالي :



- إذا كان $r > 3 \text{ \AA}$ فان طاقة التنافر تقريبا معدومة .
- عندما يكون $r < r_0$ تتداخل السحابتين الالكترونيتين للأيونين Na^+ و Cl^- و تزداد قوى التنافر مما يجعل النظام غير مستقر.
- عندما $r = r_0 = 2.36 \text{ \AA}$ فان الطاقة الكلية للنظام تاخذ القيمة الحدية الصغرى D_0 و التي تمثل طاقة استقراره.
- D_0 تمثل ايضا الطاقة اللازمة لتفكيك الجزيء NaCl .
- r_0 يمثل القطر الأيوني للجزيء NaCl و هو يمثل طول الرابطة الأيونية بحيث :

$$r_0 = r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-}$$

r_{Na^+} يمثل نصف قطر أيون Na^+

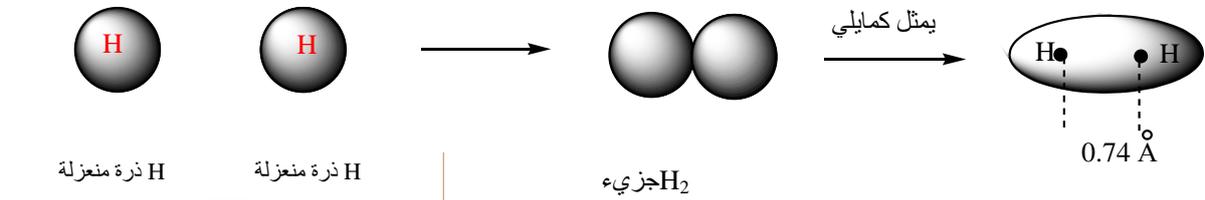
r_{Cl^-} يمثل نصف قطر أيون Cl^-

2- الرابطة المشتركة

- عندما تشترك ذرات بالكترونات لتكوين رابطة فنحصل على رابطة مشتركة (رابطة تكافئية). مثال H_2 , CO , N_2 ,.....
- ناخذ مثال جزيء الهيدروجين H_2 . كل ذرة هيدروجين H منعزلة لها البنية الالكترونية $1s^1$ اما في الجزيء فتتملى تحت الطبقة $1s$ لكي تستقر عندما تاخذ البنية الالكترونية للغاز الخامل He .



- على عكس الرابطة الأيونية اين السحابة الالكترونية للأيونين المشكلين للجزيء لا تتداخل فيما بينهما و لكن في حالة الرابطة المشتركة فانها تتداخل فطول الرابطة في جزيء H_2 هو 0.74 \AA اصغر من مجموع نصف قطري ذرتا الهيدروجين ($r_{\text{H}} = 0.53 \text{ \AA}$) الذي هو $2r_{\text{H}} = 1.06 \text{ \AA}$.
- تمثيل الرابطة المشتركة يكون بالشكل التالي :



و هذه تمثيل خاطئ

(a) الاوربيطالات الجزيئية

1-a . الرابطة المشتركة في الميكانيك الموجي

في الميكانيكا لموجي جزيء H_2 هو عبارة عن محط جزيئي $1S^2$ يتكون عندما يتحد محطين ذريين $1S^1$ لذرتين من الهيدروجين H .



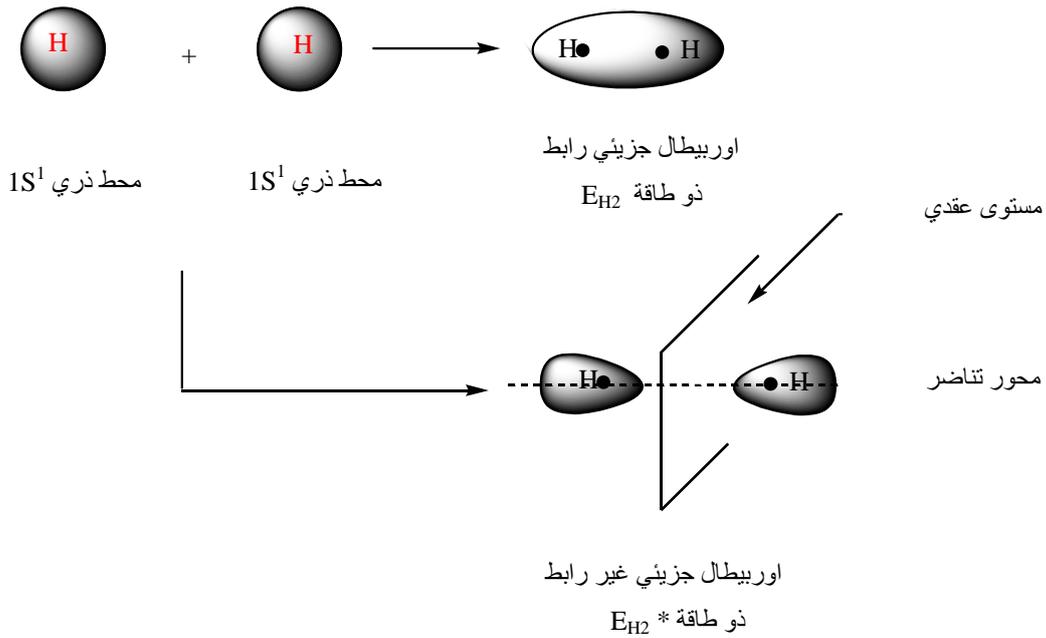
بحل معادلة شرودينجر بالنسبة لهذا الجزيء فاننا نتحصل على مايلي :

- قيمتين خاصتين للطاقة.

• طاقة المستوى الجزيئي الرابط E_{H_2} حيث : $E_{H_2} < 2E_H = 2 \cdot 13.6 \text{ ev}$ و يقابله اوربيطال جزيئي رابط.

• طاقة المستوى الجزيئي ضد الرابط $E_{H_2}^*$ حيث : $E_{H_2}^* > 2E_H = -2 \cdot 13.6 \text{ ev}$ و يقابله اوربيطال جزيئي ضد رابط.

2-a. تمثيل الاوربيطالات الجزيئية



- نصف الفرق بين الالكترونات الرابطة و ضد الرابطة يسمى صف الربط الكلي لجزيء او رتبة الرابطة .

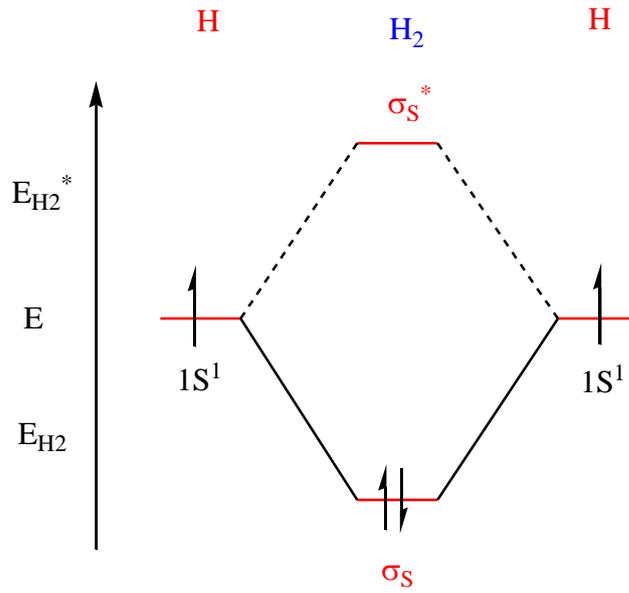
$$\text{ع!ضر} - \text{ع!ر} = \frac{\text{رتبة الرابطة}}{2}$$

- رتبة الرابطة تحدد عدد الروابط المشتركة في لجزيء.

- كلما كانت رتبة الرابطة كبيرة كلما كانت الرابطة قوية.

- عدد الالكترونات الرابطة و ضد الرابطة يحسب انطلاقا من المخطط الطاقوي للجزيء.

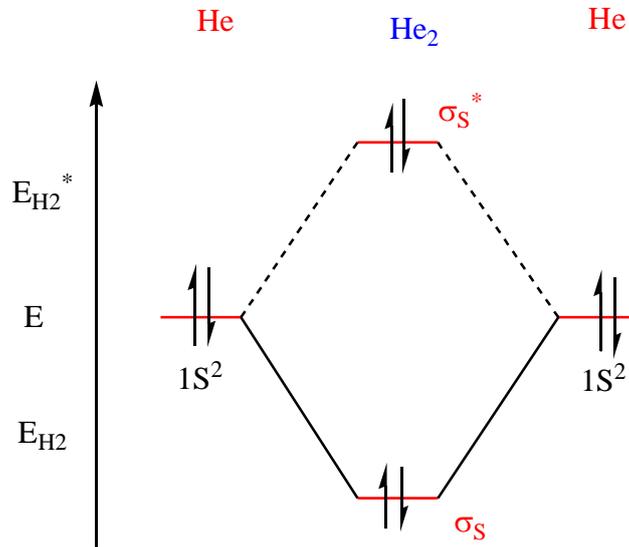
- يمثل جزيء H_2 على مخطط طاقي كما يلي :



من المخطط نستنتج عدد الإلكترونات الرابطة = 2 و عدد الإلكترونات ضد رابطة = 0 و منه رتبة الرابطة = 1 هذا يعني انه في جزيء H_2 يوجد رابطة مشتركة واحدة.

مثال :

ليكن جزيء الهيليوم He_2 تمثيل المخطط الطاقي لهذا الجزيء يكون كمايلي :

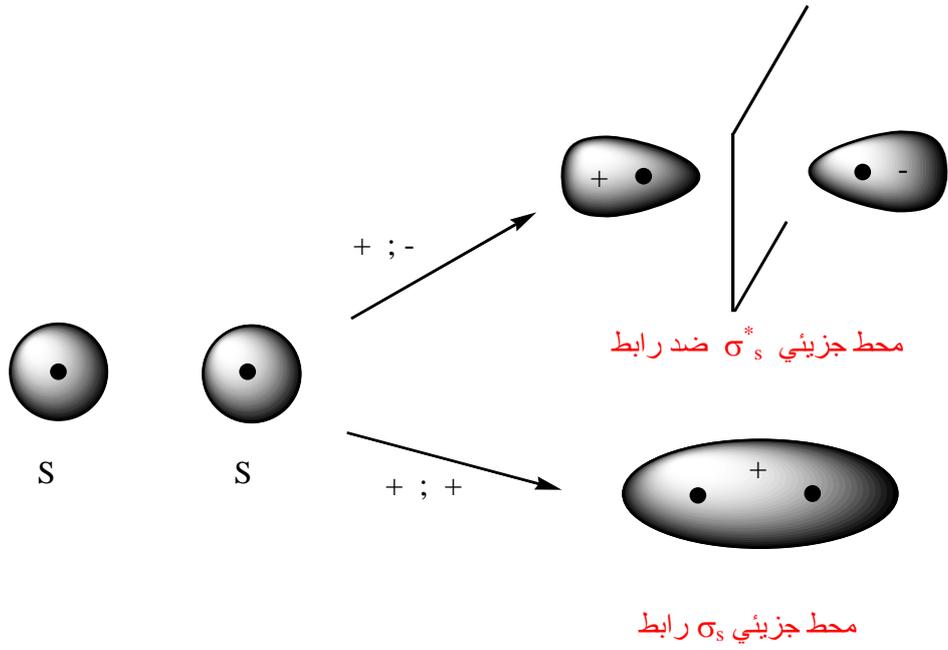


عدد الإلكترونات الرابطة هو 2 و ضد الرابطة هو 2 اذا رتبة الرابطة في هذه الحالة هو 0 . هذا يعني لا توجد رابطة $He-He$ اي لا يوجد جزيء He_2 .

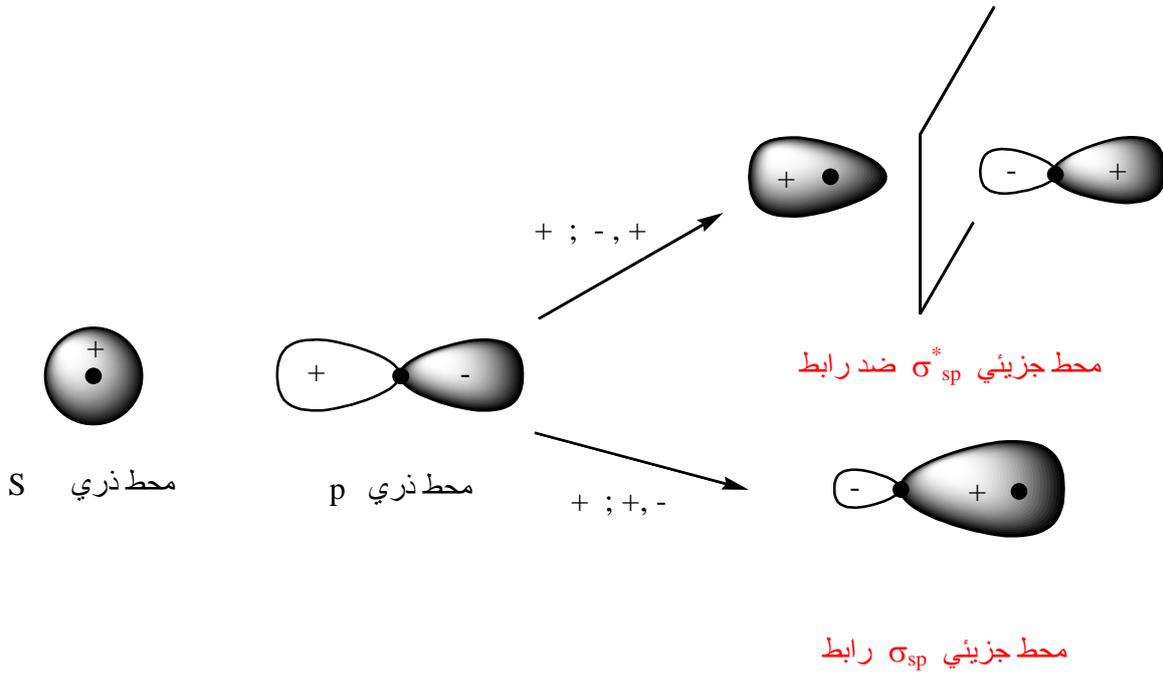
3-a. الاوربيطالات الجزيئية σ و π

- نحصل على محطات جزيئية من نوع σ عندما تكون تغطية المحطات الذرية وفق محور (تغطية محورية).

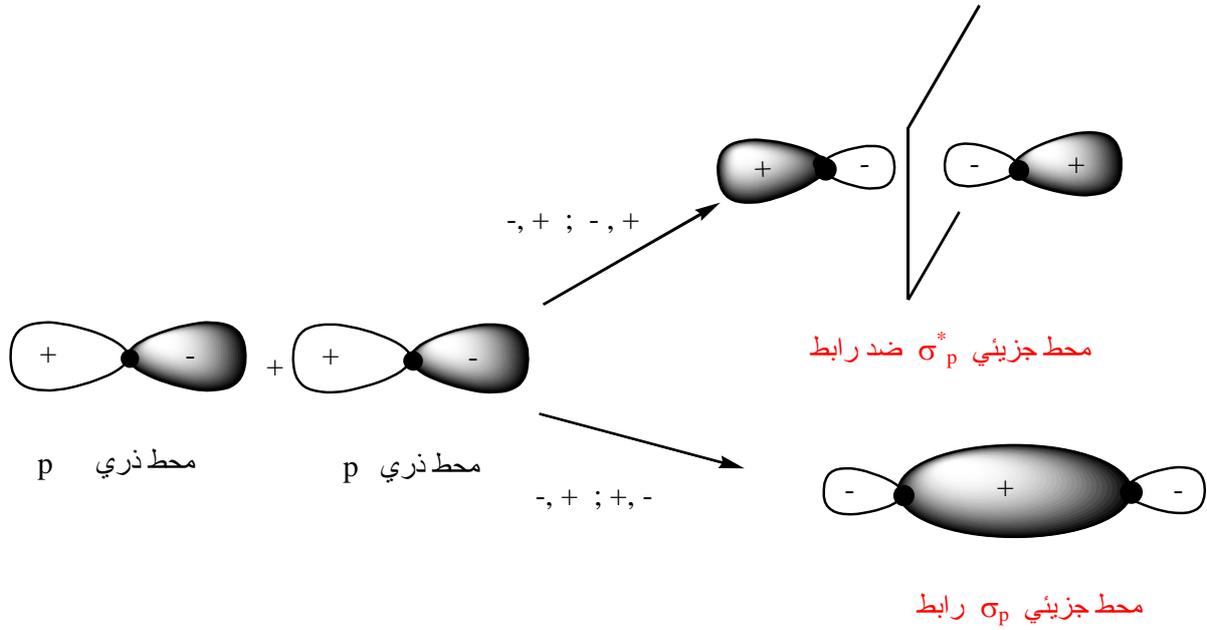
في الجزيئات البسيطة نحصل على تغطية محورية بين محطين ذريين S للذرتين مختلفتين بالشكل التالي :



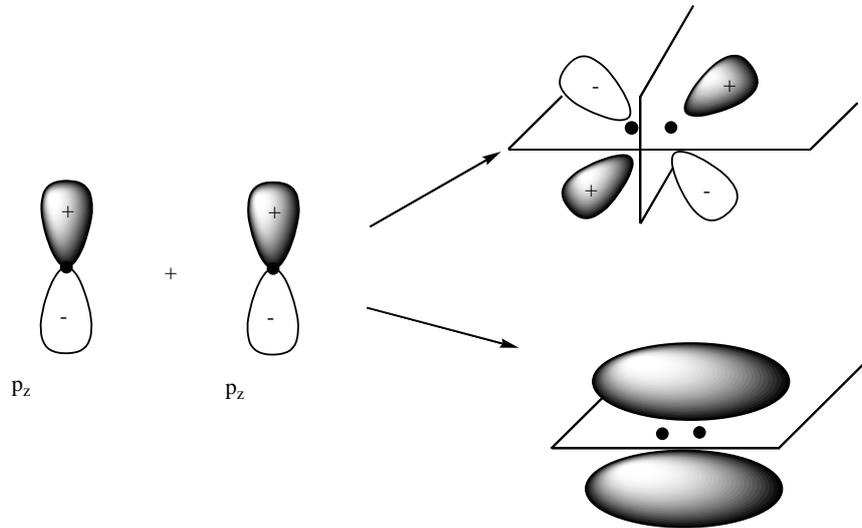
او تغطية محورية بين محط ذري S و محط ذري p للذرتين مختلفتين بالشكل التالي :



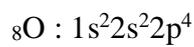
او تغطية محورية بين محطين ذريين p لذرتين مختلفتين بالشكل التالي :



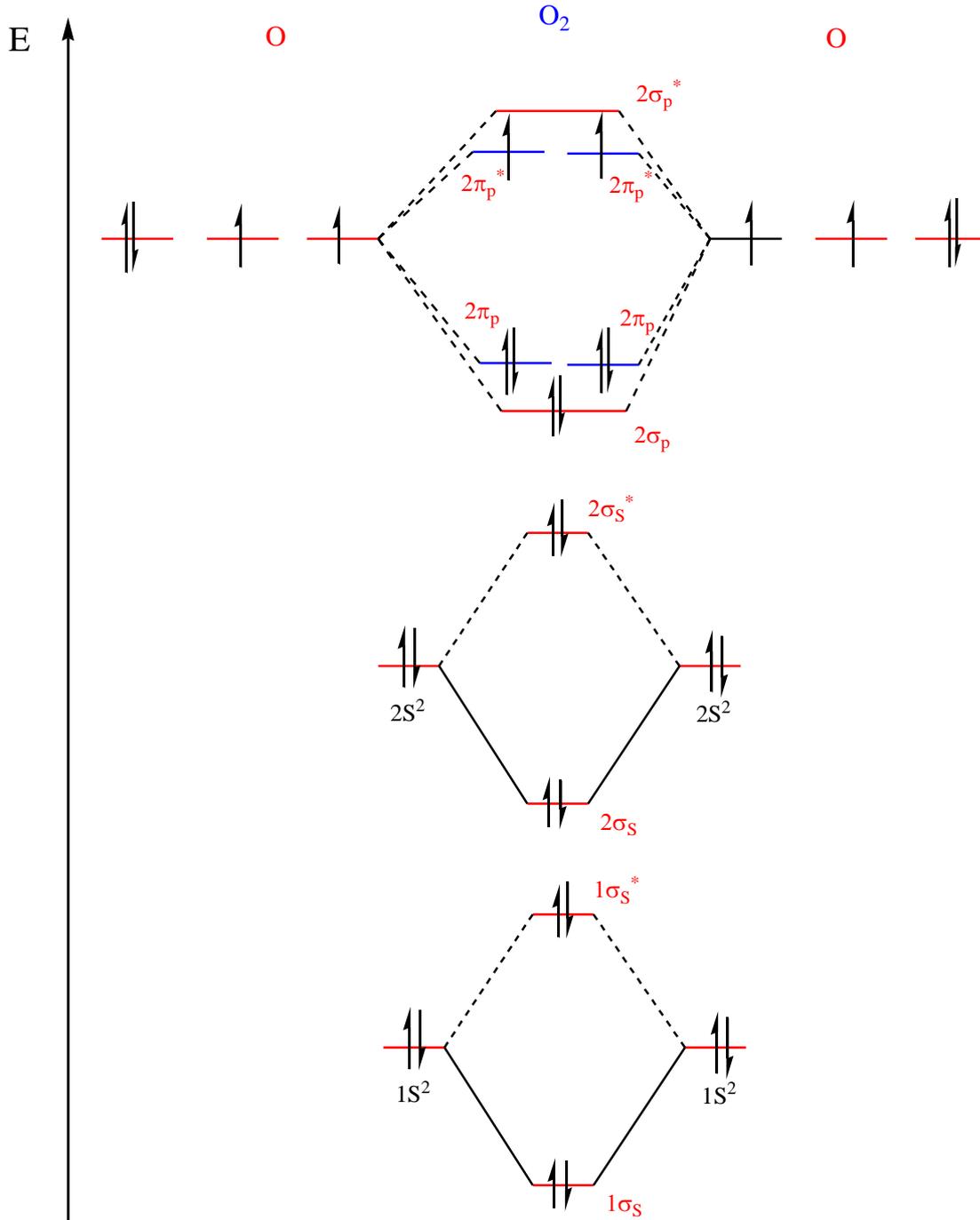
- نحصل على **محطات جزيئية من نوع π** عندما تكون تغطية المحطات الذرية وفق مستوي (تغطية جانبية). ونحصل عليها فقط في حالة المحطات الذرية من نوع p. عندما تتحد ذرتين فالمحط الذري p_y للذرتين يعطي تغطية محورية فنحصل على محطين جزيئيين σ_p و σ_p^* . اما المحطين الذريين p_x و p_z فيعطيان تغطية جانبية فنحصل على محطين جزيئيين π .



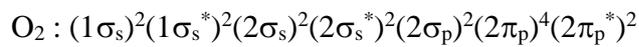
4-a. تمثيل المخطط الطاقوي للجزيئات ذات انوية متشابهة A_2



لناخذ مثال الاكسجين O_2



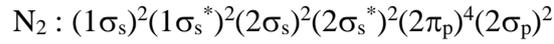
- توزيع الالكترونات حسب قاعدتي هوند و بولي.
- رتبة الرابطة لجزيء O_2 هي $4/2 = 2$.
- التوزيع الالكتروني لجزيء الأوكسجين يكتب من الشكل :



ملاحظة

في بعض الجزيئات من نوع A_2 طاقة المحط الجزيئي δ_{2p} اكبر من طاقة المحط الجزيئي $2\pi_p$ وهذا راجع لتقارب المسنويات الطاقوية في العنصر.

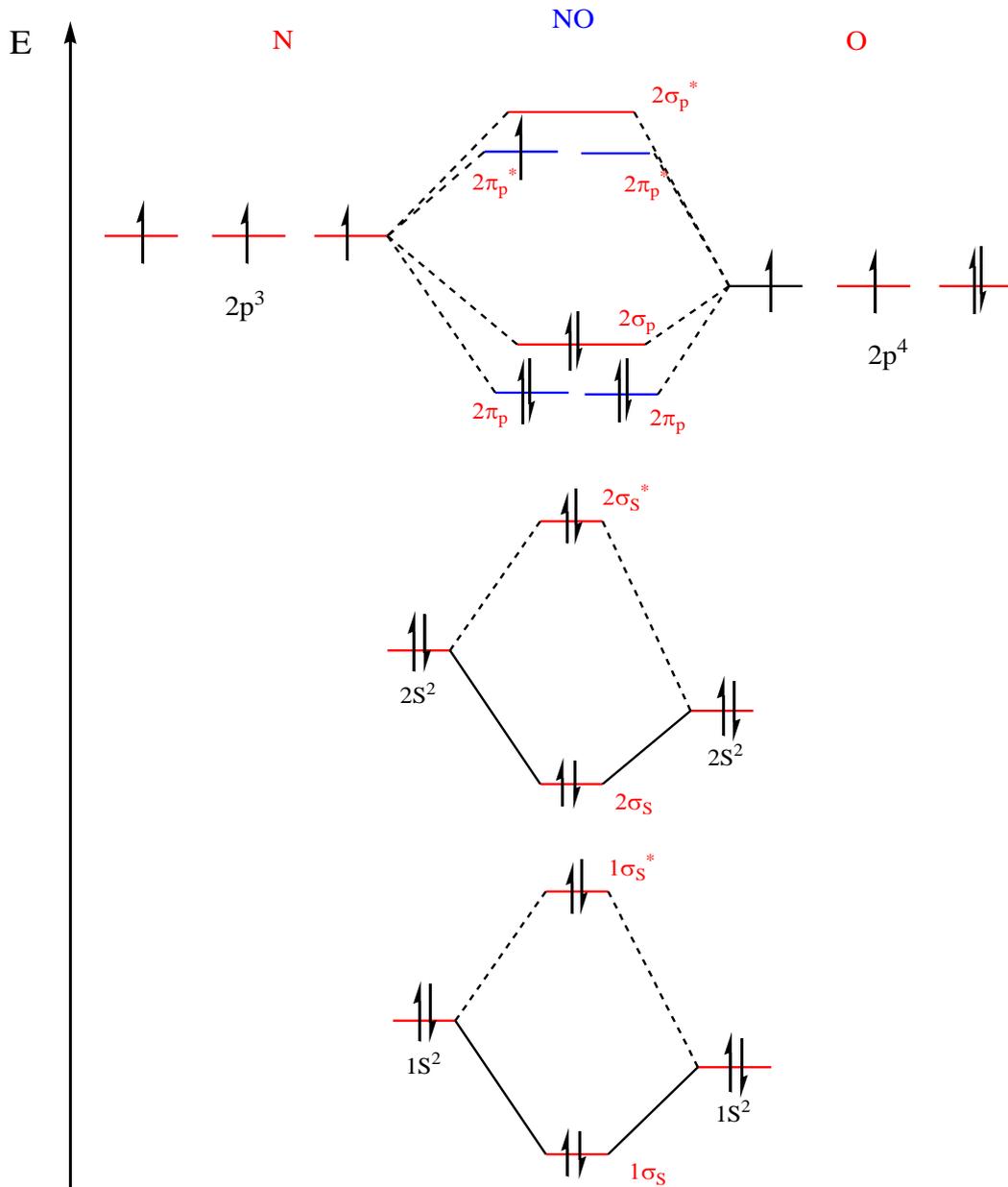
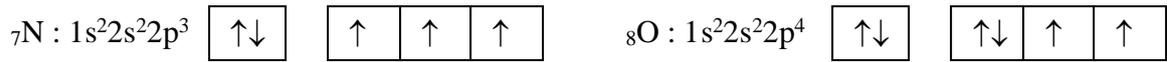
مثال جزيء الازوت N_2 .



5-a. البنية الالكترونية للجزيئات ذات انوية غير متشابهة AB

لنأخذ مثال جزيء NO

$\chi_O > \chi_N$ الكهروسالبية للاكسجين اكبر من كهروسالبية الازوت و منه فان طاقة تحت الطبقات الذرية للعنصر O اقل من تلك في العنصر N.



$$NO : (1\sigma_s)^2(1\sigma_s^*)^2(2\sigma_s)^2(2\sigma_s^*)^2(2\sigma_p)^2(2\pi_p)^4(2\pi_p^*)^1$$

رتبة الرابطة =NO 2.5

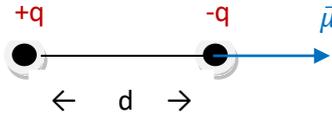
(b) الرابطة المشتركة المستقطبة

1- ثنائي القطب الكهربائي

هو زوج يتكون من شحنتين نقطيتين متساويتين بالقيمة المطلقة و باشارتين مختلفتين ويتميز بالشعاع $\vec{\mu}$ ويسمى بعزم ثنائي القطب الكهربائي بحيث :

$$\|\vec{\mu}\| = |q|d \quad \text{طويلته}$$

اتجاهه $\vec{\mu} = d \cdot \vec{\mu}$ و $\vec{\mu}$ هو شعاع الوحدة اتجاهه من القطب الموجب الى القطب السالب.



➤ وحدة عزم ثنائي القطب

في النظام MKSA وحدة عزم ثنائي القطب هي coulomb.metre (c.m) كما نستخدم وحدة **الدوباي (D)** بحيث :

$$1 D = 3.33 \cdot 10^{-30} \text{ c.m}$$

2- عزم ثنائي القطب في حالة جزيء ثنائي الذرة AB

ما دامت الذرة A تختلف عن الذرة B في الكهروسالبية فيظهر عندهما قطبين ناتجين عن شحنتين جزئيتين نرملها بالرمز $+\delta$ و $-\delta$ بحيث :

$$|\delta| < |e|$$

إذا ينتج ثنائي قطب كهربائي عن الشحنتين $+\delta$ و $-\delta$ يجعل للجزيء AB عزم ثنائي قطب μ بحيث :

$$\mu = |\delta| \cdot r$$

r : المسافة بين الذرتين A و B و الذي يمثل طول الرابطة

في حالة الرابطة الايونية ثنائي القطب الكهربائي يتكون من شحنتين عنصريتين $+e$ و $-e$ و عزم ثنائي القطب في هذه الحالة يعطى بالعلاقة :

$$\mu_i = |e| \cdot r$$

➤ الصفة الايونية لرابطة مستقطبة P

$$P = \frac{\mu}{\mu_i} \cdot 100$$

تعطى بالعلاقة :

حيث μ هو عزم ثنائي القطب المقاس تجريبيا

μ_i هو عزم ثنائي القطب الرابطة الايونية

$$P = \frac{\mu}{\mu_i} \cdot 100 = \frac{|\delta| \cdot r}{|e| \cdot r} \cdot 100 \Rightarrow$$

$$P = \frac{|\delta|}{|e|} \cdot 100$$

3- عزم ثنائي القطب للجزيئات متعددة الذرات

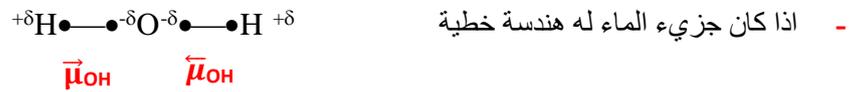
في حالة جزيء يتكون اكثر من ذرتين فلحساب عزم ثنائي القطب نقوم بالجمع الشعاعي لمختلف العزوم للروابط في هذا الجزيء

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

هذه الخاصية تسمح لنا بتعيين هندسة الجزيئات في بعض الحالات .

مثال :

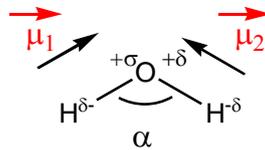
اذا علمنا ان عزم الرابطة O-H هو $\mu_{OH} = 1.5D$ و $\mu_{H_2O} = 1.82D$ فما هي هندسة جزيء الماء



ومنه : $\mu_{H_2O} = 0 \quad \Leftarrow \quad = \vec{\mu}_{OH} \vec{\mu}_{TH_2O} + \vec{\mu}_{OH}$

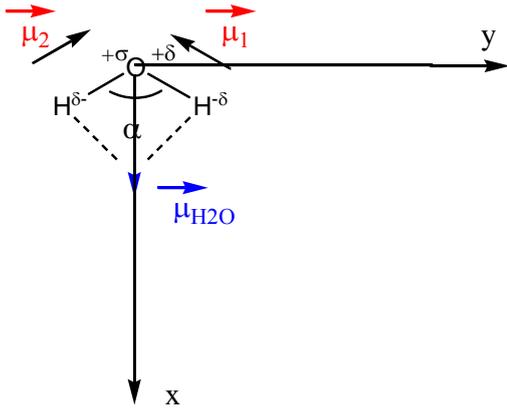
اذا هذه الهندسة غير صحيحة لان العزم غير معدوم و $\mu_{H_2O} = 1.82D$

- اذا كان جزيء الماء له الهندسة التالية :



فان العزم الكلي هو محصلة الشعاعين بحيث :

$$= \vec{\mu}_1 \vec{\mu}_{TH_2O} + \vec{\mu}_2$$



$$\vec{\mu}_1 = \mu_{OH} \sin(\alpha/2) \vec{j} + \mu_{OH} \cos(\alpha/2) \vec{i} \implies \mu_{H_2O} = 2 \mu_{OH} \cos(\alpha/2)$$

$$\vec{\mu}_2 = -\mu_{OH} \sin(\alpha/2) \vec{j} + \mu_{OH} \cos(\alpha/2) \vec{i}$$

$$\cos(\alpha/2) = \frac{\mu_{H_2O}}{2 \mu_{OH}} = 0.606 \implies \alpha = 105^\circ$$

و هذه الهندسة الاقرب للنتائج التجريبية

4- حساب طول الرابطة

ليكن الجزيء AB . طول الرابطة في هذا الجزيء هي المسافة بين نواتي الذرتين A و B (d_{A-B}) و تحسب بالمعادلة التالية :

$$d_{A-B} = r_A + r_B - K \Delta \chi$$

d_{A-B} طول الرابطة B-A

$r_A + r_B$ نصف القطر الذري للذرتين A و B بال(Å)

$\Delta \chi$ الفرق في الكهروسالبية بين الذرتين A و B بالقيمة المطلقة

$$\left. \begin{array}{l} 0.09 \text{ في حالة رابطة احادية B-A} \\ 0.06 \text{ في حالة رابطة ثنائية B=A} \\ 0.03 \text{ في حالة رابطة ثلاثية B}\equiv\text{A} \end{array} \right\} = K$$

(c) بنية الايونات و الجزيئات متعددة الذرات

1- التكافؤ (صيغة Lewis)

تكافؤ عنصر بجزيء هو عدد الازواج الالكترونية الرابطة للعنصر في الجزيء. يمكن لعنصر ان يكون له تكافؤات مختلفة حسب الجزيئات التي يوجد فيها.

مثال 1

جزيء H_2 جزيء H_2O , و جزيء NH_3

تكافؤ H هو 1 بالنسبة ل: H_2 , H_2O و NH_3

تكافؤ O هو 2 بالنسبة ل: H_2O

تكافؤ N هو 3 بالنسبة ل: NH_3

مثال 2

الرابطه $N \rightarrow B$ هي رابطه تسانديه و هي لا تختلف عن الرابطه المشتركه في طبيعتها و تختلفان فقط في طريقه تكوينهما.

مثال:

مثل حسب لويس الايون NH_3^+

(e) المعقدات

هي مركبات تتكون من جزئين :

- ايون او ذره مركزيه نرمل لها بالرمز M في غالب الاحيان هو عبارة عن عنصر معدني ينتمي للجناح d.
- سندات يرمز لها بالرمز L و هي عبارة عن ذرات او مجموعه من الذرات غير معدنيه ترتبط بـ M بروابط تسانديه.

- مثل M : Ni, Co, Zn, Fe, Cu.....

- السندات ايونيه مثل : Cl^- $N \equiv C^-$ $H-O^-$

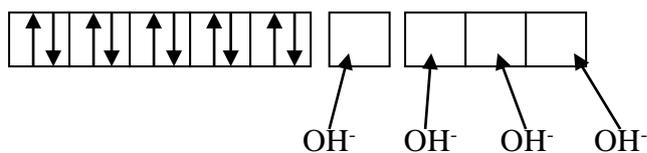
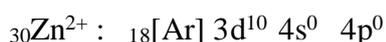
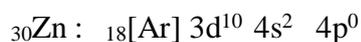
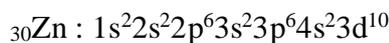
- السندات المتعادلده مثل : NH_3 و H_2O

- كل معقد يمثل بالصيغه : $[ML_n]^x$ حيث n هو عدد السندات المرتبطه بالمعدن و x هو الشحنة الكليه للمعقد و تساوي شحنة المعدن زائد شحنة السندات.

مثال 1 :

Zn هي شحنة e, $[Zn^e(OH)_4]^{2-}$

$$Zn^{2+} \text{ و منه } e + (4 \cdot (-1)) = -2 \Rightarrow e = +2$$



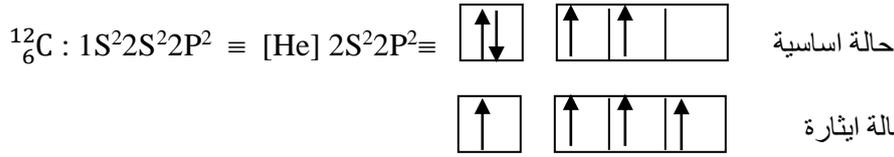
مثال 2 :

مثل المعقدات التاليه : $[Co^e(NH_3)_6]^{3+}$

- نسمي معقد **بارامانتيك** كل معقد يحتوي معدنه على الكترونات عازبه.
- نسمي معقد **ديامانتيك** كل معقد لا يحتوي معدنه على الكترونات عازبه.

(f) تهجين المحطات الذرية – هندسة الجزينات-

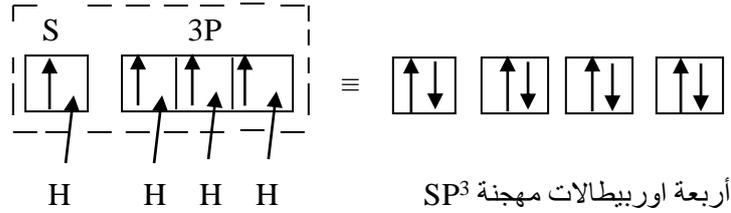
الكربون في حالته الاساسيه ذو تكافؤ 2 و لكن عندما يرتبط بعناصر اخرى فان تكافؤه يصبح 4 و ذلك ناتج عن تهجين المحطات الذرية. هناك حالات تهجين مختلفه كل منها يعطي البنية الهندسيه للاوربيطالات في الفضاء.



1- التهجين sp^3

النتائج التجريبية أظهرت ان جزيء الميثان له اربع روابط متكافئة و الزوايا $\widehat{\text{HCH}}$ كلها تساوي القيمة 109.28° و الروابط C—H لها نفس الطول قدره 1.093 \AA .

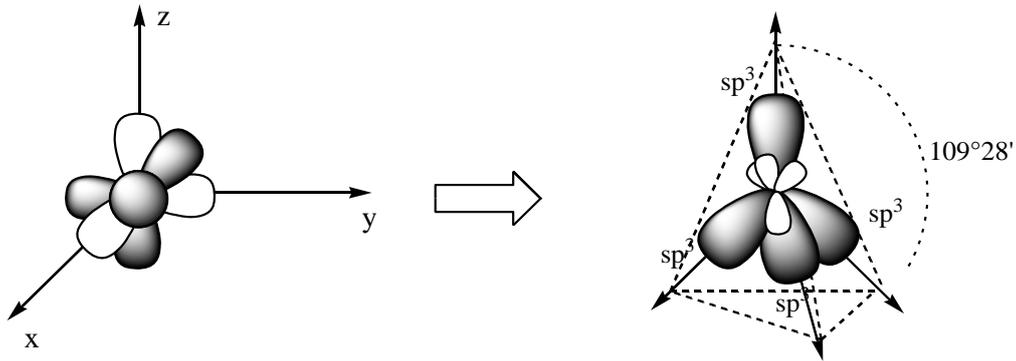
ينتج الميثان من اتحاد اوربيطال ذري S مع ثلاث اوربيطالات ذرية P مما يعطي اربع اوربيطالات جزيئية هجينة SP^3



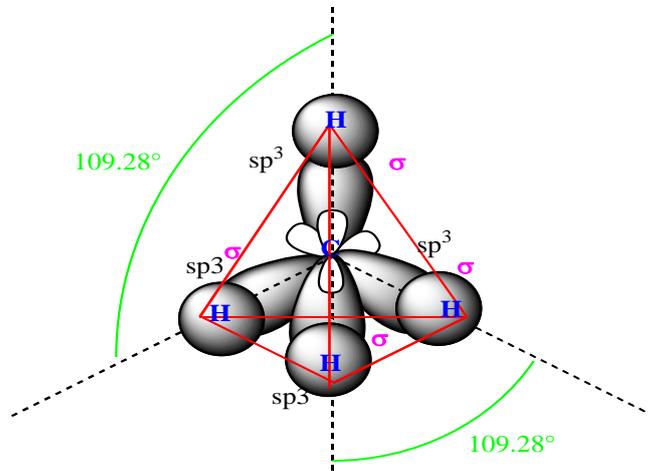
تتخذ الشكل :



توجه هذه الاوربيطالات حسب رباعي الوجوه $t\acute{e}tra\acute{e}dre$ (هرم ذو قاعدة مثلثية) الزاوية بين محاور هذا الرباعي هي 109.28° .

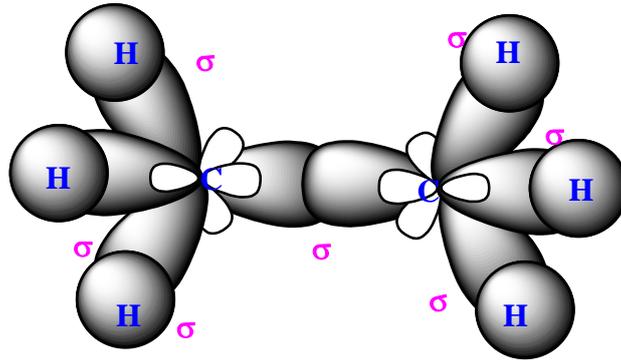


تنتج الاوربيطالات SP^3 من تغطية محورية بين اوربيطال ذري S و ثلاث اوربيطالات ذرية P مما يؤدي الى تشكل روابط من نوع σ .



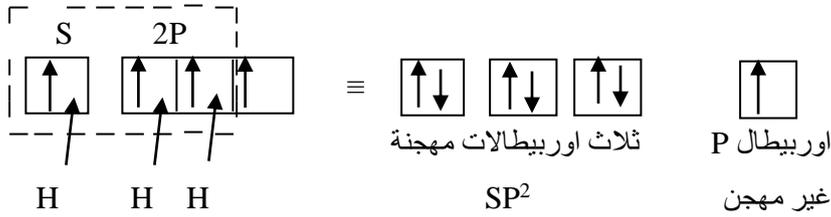
مثال:

جزيء الايثان $\text{CH}_3\text{—CH}_3$



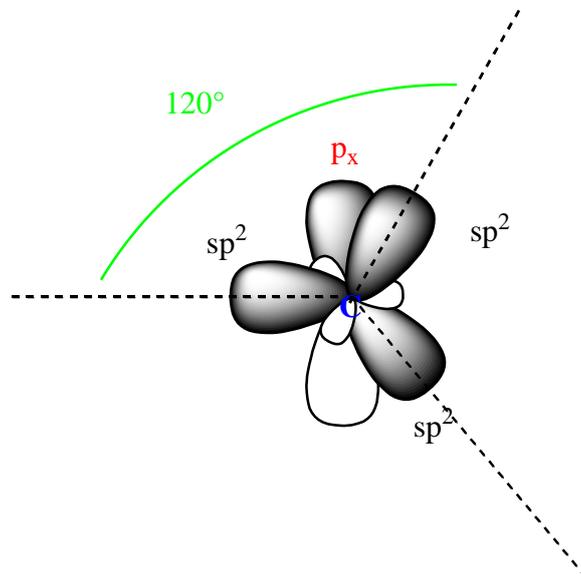
2- التهجين sp^2

ينتج من اتحاد اوربيطال ذري S مع 2 اوربيطالات ذرية P مما يعطي ثلاث اوربيطالات جزيئية هجينة SP^2



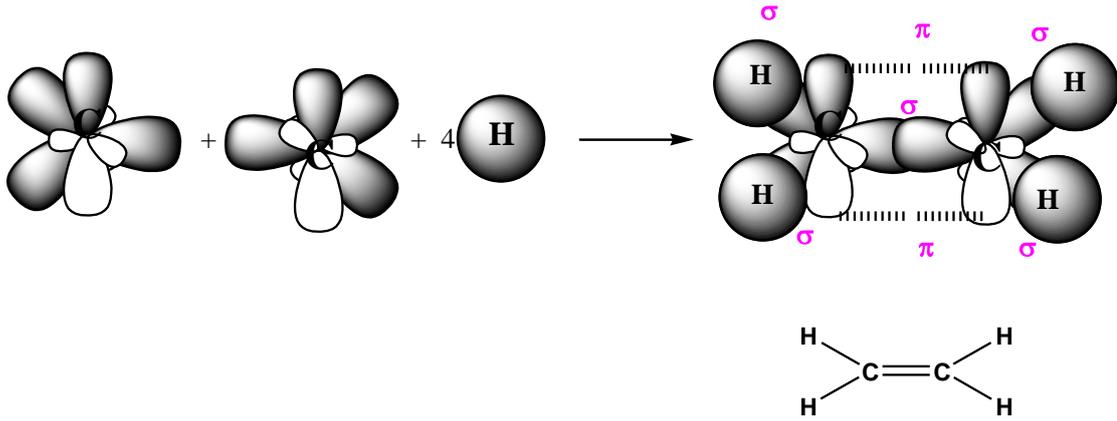
توجه هذه الاوربيطالات في المستوي (plan) الزاوية بين محاور هذا هي 120° . التغطية الجانبية بين الاربيطالات الذرية P الغير

مهجنين للكربونين تنتج رابطة من نوع π



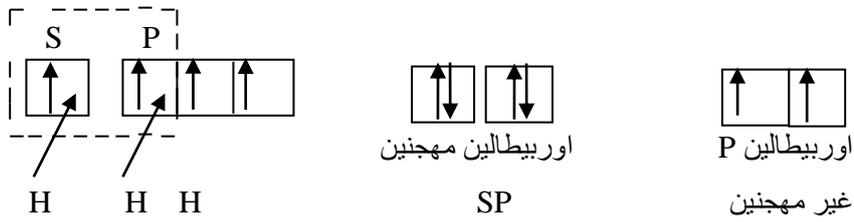
مثال:

جزيء الايثيلان $\text{CH}_2=\text{CH}_2$



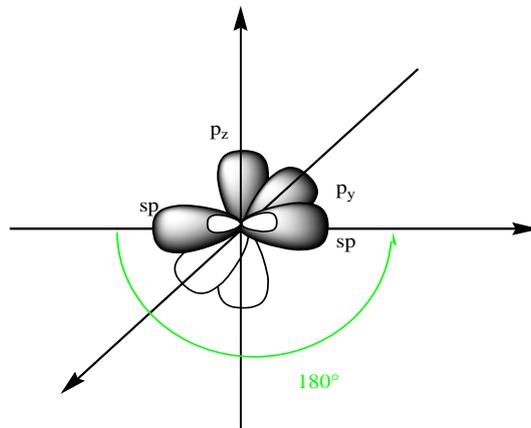
3- التهجين sp

ينتج من اتحاد اوربیتال ذري S ; اوربیتال ذري P مما يعطي 2 اوربیتالات جزيئية هجينة SP



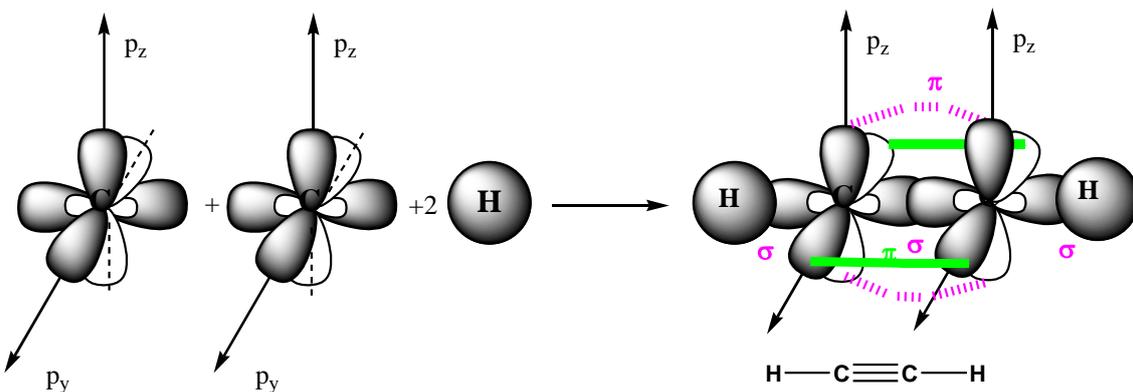
توجه الاوربیتالين المهجنين بشكل خطي و الزاوية بين المحاور هي 180° . التغطية الجانبية بين الاوربیتالين الذريين P الغير

مهجنين للكربونين تنتج رابطتين من نوع π



مثال:

جزيء الايسيتيلين $\text{CH}\equiv\text{CH}$



بصفة عامة

- اذا كان لذرة داخل جزيء اربع روابط σ \Leftarrow فان تهجين هذه الذرة sp^3 .
- اذا كان لذرة داخل جزيء ثلاث روابط σ و واحدة π \Leftarrow فان تهجين هذه الذرة sp^2 .
- اذا كان لذرة داخل جزيء اثنان روابط σ و اثنان π \Leftarrow فان تهجين هذه الذرة sp .
- الزوج الالكتروني الحر لذرة يعتبر كرابطة σ

4- تهجين المحطات d

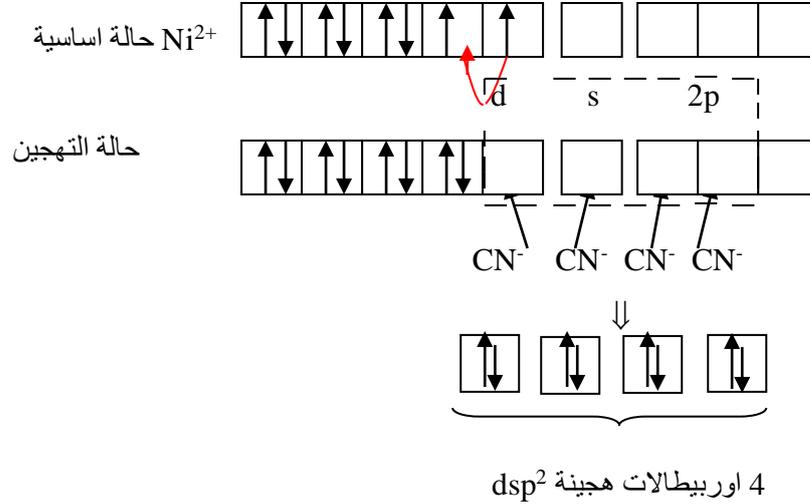
هذا النوع من التهجين يلاحظ عند المعقدات الجزيئية و الايونية.

- التهجين dsp^2

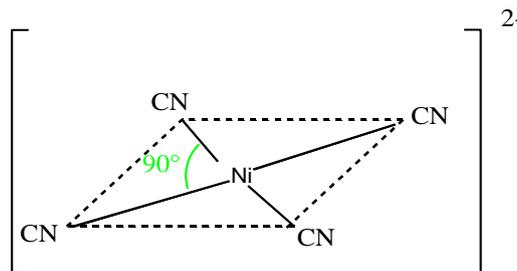
مثال المعقد $[Ni(CN)_4]^{2-}$

ينتج هذا النوع من التهجين عند التداخل بين واحد اوربيطال ذري S و اوربيطالين ذريين 2P و واحد اوربيطال ذري d مما يعطي اربعة اوربيطالات هجينة dsp^2 . البنية الهندسية لهذا النوع من التهجين هي من شكل مربع مستوي و زاوية بين محاوره 90° .

شحنة الذرة المركزية Pt تساوي +2



و منه هندسة هذا الجزيء هي من شكل :

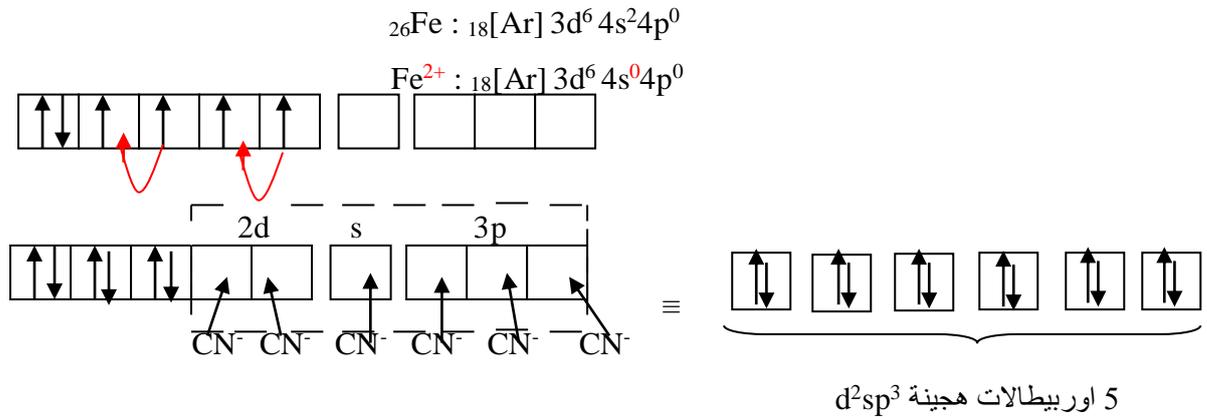


هذا المعقد لا يحتوي على إلكترونات حرة إذا هو ديامانيتيك.

- التهجين d^2sp^3

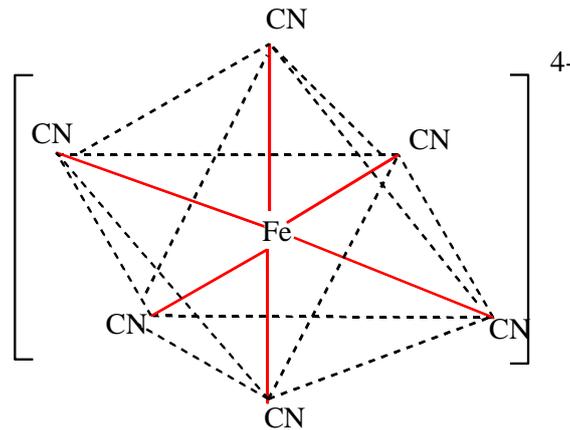
مثال المعقد $[Fe(CN)_6]^{4-}$

ينتج هذا النوع من التهجين عند التداخل بين واحد أوربيطال ذري **S** و ثلاث أوربيطالات ذرية **3P** و أوربيطالين ذريين **2d** مما يعطي **ستة** أوربيطالات هجينة d^2sp^3 . البنية الهندسية لهذا النوع من التهجين هي من شكل **ثمانى وجوه**. شحنة الذرة المركزية Fe تساوي +2



هذا المعقد لا يحتوي على إلكترونات حرة إذا هو ديامانيتيك.

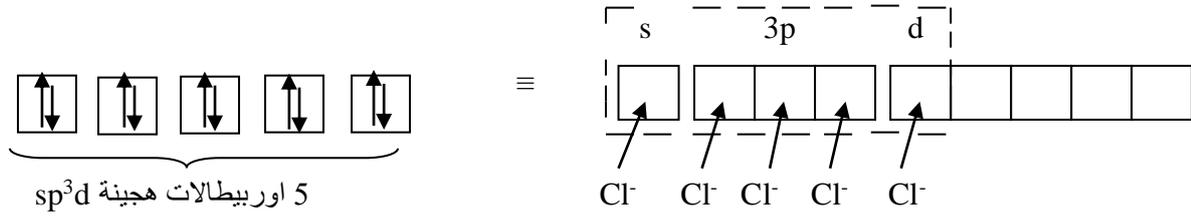
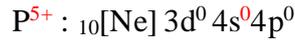
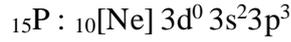
و منه هندسة هذا الجزيء هي من شكل :



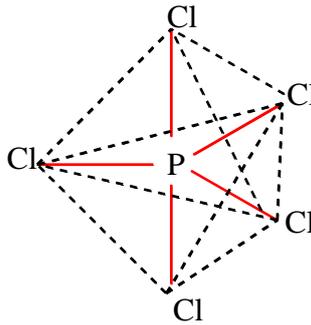
- التهجين sp^3d

مثال الجزيء PCl_5

ينتج هذا النوع من التهجين عند التداخل بين واحد أوربيطال ذري **S** و ثلاث أوربيطالات ذرية **3P** و أوربيطال ذري **d** مما يعطي **خمسة** أوربيطالات هجينة sp^3d . البنية الهندسية لهذا النوع من التهجين هي من شكل **هرم مثلث القاعدة**. شحنة الذرة المركزية P تساوي +5



و منه هندسة هذا الجزيء هي من شكل :



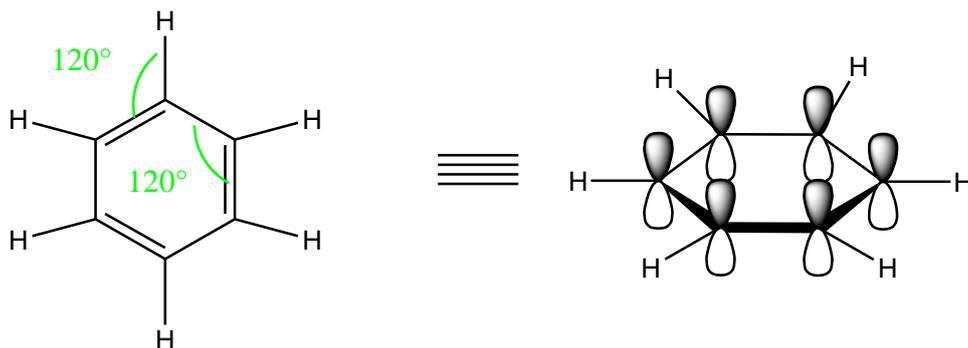
(g) الجزيئات ذات روابط مضاعفة

حتى الان درسنا جزيئات مختلفة مرتبطة بروابط بسيطة اين الالكترونات تكون متموضعة ولكن هناك جزيئات اين تكون فيها الكترولونات الرابطة π غير متموضعة.

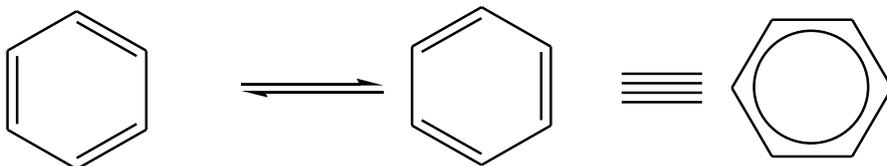
مثال الجزيئات الحلقية:

هي جزيئات تتكون من ذرات مرتبطة فيما بينها لتكون حلقة و اهم مثال البنزن.

بينت التجارب ان جزيء البنزن هو عبارة عن سداسي اضلاع منتظم و مستوي و الزوايا $\widehat{\text{CCH}} = \widehat{\text{CCC}} = 120^\circ$ و هذا يعني ان تهجين ذرات الكربون كلها في جزيء البنزن هو من نوع sp^2 .



نلاحظ ان المحطات p_z الغير مهجنة يمكنها ان تدخل في تغطية جانبية مع المحطات p_z عن اليمين و عن اليسار. و من هنا نستنتج ان الالكترونات في جزيء البنزن غير متموضعة و تسمى هذه الظاهرة **بالترافق** او **الطينين**. و هي مثبتة تجريبيا.



2-II. الروابط بين الجزيئات

1- رابطة فاندير فاولس

هي رابطة ناتجة عن تبادلات الفعل الكهربائي بين الجزيئات . رابطة فاندير فاولز تتميز بطبيعتها الكهربائية و هي رابطة ضعيفة بالمقارنة بالرابطة المشتركة او الايونية .

مثال الجزيء المستقطب HF

$\chi_H < \chi_F$ فيظهر ثنائي قطب بين الجزيئات هذا الارتباط يسمى بفعل كيزوم اين طاقة الربط E_K تناسب عكسيا مع درجة الحرارة المطلقة T .

$$E_K = \frac{-\mu^4}{d^6 \cdot T}$$

d: البعد بين جزيئين

μ : عزم ثنائي القطب

T : درجة الحرارة المطلقة

في مثال اخر حيث الجزيء غير مستقطب غاز اليود I_2 حيث الذرات متشابهة اي متساوية في الكهروسالبية فلا يظهر ثنائي قطب دائم و انما يظهر ثنائي قطب مؤقت ناتج من اقتراب الجزيئات من بعضها لمسافة صغيرة جدا فتتجاذب فيما بينها . و طاقة الربط الناتجة تعطى بقانون لندن التالي :

$$E_L = \frac{-a}{d^6} + \frac{b}{d^{12}}$$

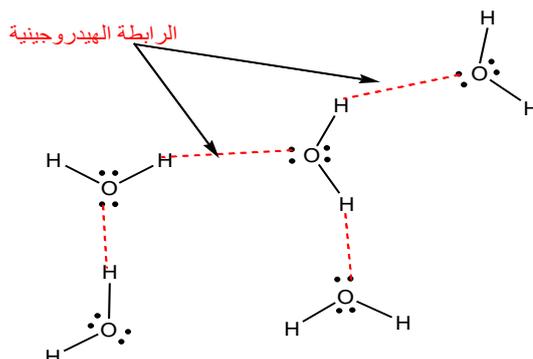
a و b ثابتان

d البعد بين الجزيئين

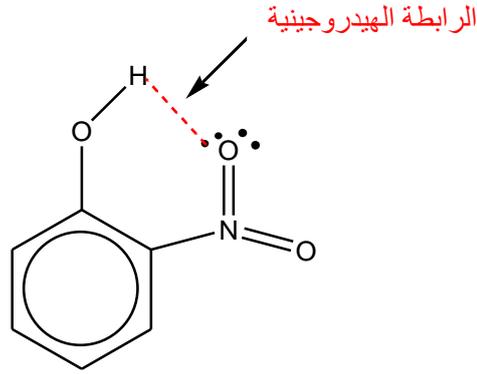
2- الرابطة الهيدروجينية

تجريبيا نلاحظ ان جزيء الماء له كتلة جزيئية صغيرة و لكن درجة غليان الماء مرتفعة نسبيا بالمقارنة مع مركبات لها كتل جزيئية قريبة له . فسرت هذه الظاهرة بان جزيئات الماء مترابطة فيما بينها بروابط كهروستاتيكية تسمى **الرابطة الهيدروجينية**.

الاكسجين في جزيء الماء اكثر في الكهروسالبية من جزيء الهيدروجين فيجذب اليه بقوة الزوج الالكتروني الرابط بين الذرتين O و H . هذا الفعل يؤدي الى افتقار السحابة الالكترونية من جهة الهيدروجين و الذي يعوضه هذا الاخير بارتباطه من جهة اخرى بزوج الكتروني لذرة اكسجين لجزيء ماء اخر .



- نرّمز للرابطة الهيدروجينية بخط متقطع.
- الرابطة الهيدروجينية ذو طبيعة كهربائية.
- نحصل على الرابطة الهيدروجينية في حالة مركب يكتب من شكل $X-H$ يتواجد مع مركب من شكل Y : فنحصل على $X-H...Y$ بحيث X و Y لهما كهروسالبية عالية و Y له زوج الكتروني حر.
- الرابطة الهيدروجينية هي رابطة ضعيفة منفصلة و تزداد قوتها بزيادة عددها و هي اقوى من رابطة فانديرفالز.
- يمكن ان تتشكل الرابطة الهيدروجينية بين جزيئين مختلفين كما يمن ان تتشكل داخل نفس الجزيء.



المراجع

- بروفييسور ف.جازي ;دروس SEC100 سنة اولى جذع مشترك DES جامعة بسكرة ; 1996

- R. Ouahes, B. Devallez, chimie générale, SNED, Alger, 1974 -