# كيمياء I
## (كيمياء عامة )

## الفصل الثالث : الرابطة الكيميائية

I- تعريف : تتشكل الرابطة الكيميائية عند وضع كل ذرة إلكترون أو أكثر مع الذرة الأخرى موضع مشاركة (مساهمة). A —— B

II- الرابطة التكافئية: (التساهمية ، المشتركة) : حيث تساهم كل ذرة بإلكترون أو أكثر في تكوينها.

- تنقسم الرابطة التكافئية من حيث كونها :

أولا : أحادية أو متعددة:

1- أحادية : بحيث تضع كل ذرة $1\bar{e}$ موضع مشاركة.

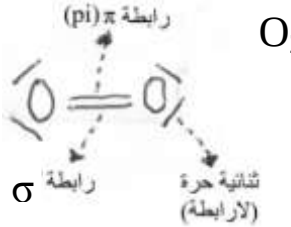
مثالها : جزيء $H_2$ H —— H

$_1H : 1S^1$ H• $_1H : 1S^1$ H•

- وتسمى أيضا رابطة بسيطة أو من النوع σ (سيقما)

2- ثنائية : بحيث تساهم كل ذرة بـ $2\bar{e}$.

مثالها : جزيء $O_2$




$_8O : {}_2He\ \underline{2S^2\ 2p^4}$ SEE

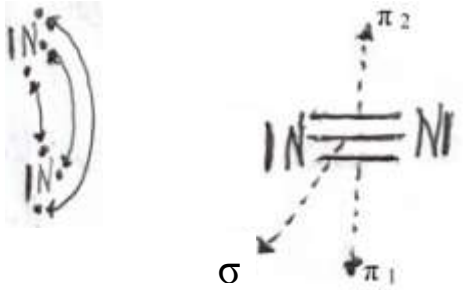
$2S^2$ $2p^4$

$_8O : {}_2He\ \underline{2S^2\ 2p^4}$ SEE

$2S^2$ $2p^4$

3- ثلاثية : بحيث تساهم كل ذرة بـ $3\bar{e}$.

مثالها : جزيء $N_2$




$_7N : {}_2He\ \underline{2S^2\ 2p^3}$ SEE

$2S^2$ $2p^3$

$_7N : {}_2He\ \underline{2S^2\ 2p^3}$ SEE

$2S^2$ $2p^3$

تنبيهات :

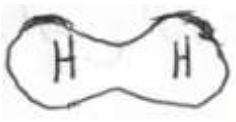
الأول : الرابطة σ موجودة دائما في أي مركب، وهي أقوى من الرابطة π في كل الأحوال.

الثاني : هناك تطابق كلي بين الرابطتين $\pi_1$ و $\pi_2$ .

ثانيا : خالصة أو مستقطبة.

1- خالصة : وهي رابطة مشتركة بين ذرتين متماثلتين $A_2$ ، $B_2$ (متجانسة النوى).

مثالها : $H_2$ ، $O_2$ ، $N_2$ ، $F_2$ ، $cl_2$




- وتكون السحابة الإلكترونية موزعة بانتظام حول الذرتين المتطابقتين.

H —— H ، $\overline{O} = \overline{O}$ ، $|N \equiv N|$ ، $|\underline{F} - \underline{F}|$ ، $|\underline{cl} - \underline{cl}|$

2- مستقطبة : وتكون بين ذرتين مختلفتين AB (بحيث $\chi_A \neq \chi_B$)

مثالها : جزيء Hcl

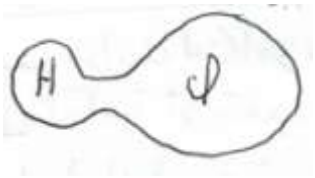
$_1H : 1S^1$ H•

$_{17}cl : _{10}Ne\ \underline{3S^2\ 3p^5}$ .cl | H ——— cl |

SEE $3S^2$ $3p^5$

- وتكون السحابة الإلكترونية أضخم بجوار العنصر الأكثر كهروسالبية.

لأن $\chi_{cl} > \chi_H$




3- أيونة ( شارذية) : و تكون أيضا بين ذرتين مختلفتين بحيث تستحود الأكثر كهروسالبية منهما على الزوج ē المشكل للرابطة بالكلية.

- وشرط تشكل الرابطة الأيونية $A^+ B^-$ أن يكون $\Delta\chi = \chi_B - \chi_A > 1,7$

حيث : $\Delta\chi$ : الفرق في الكهروسالبية بين الذرتين.

$\chi_A$ و $\chi_B$ هما على الترتيب كهروسالبية العنصر A والعنصر B.

مثالها: جزيء Na cl

$_{11}Na : _{10}Ne\ 3S^1$ ⟶ $_{11}Na^+ : _{10}Ne\ 3S^0$ = بنية ē لغاز نادر = Ne

SEE

$_{17}cl : _{10}Ne\ \underline{3S^2\ 3p^5}$ ⟶ $_{17}cl^- : _{10}Ne\ 3S^2 3p^6 = _{18}Ar$ = بنية ē لغاز خامل

SEE $3S^2$ $3p^5$

$Na \longrightarrow Na^+ + 1\bar{e}$

$cl + 1\bar{e} \longrightarrow cl^-$

$\Longrightarrow Na + cl \longrightarrow Na^+ cl^-$

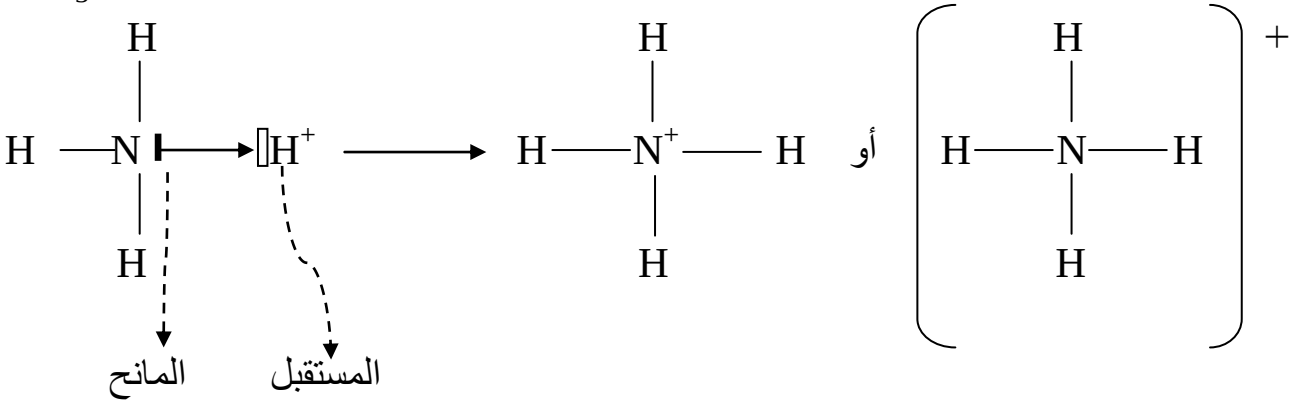
تكون الأيونات $Na^+$ و $cl^-$ مستقرة وطبيعة الرابطة الأيونية $Na^+ cl^-$ كهروسالبية محضة.

III- الرابطة التساندية ( التناسقية) :

هي رابطة بين عنصرين أحدهما يملك ثنائية حرة (المانح، المعطي) والآخر يحتوي على حجيرة شاغرة.

مثالها أيون النشادر $NH_4^+$ (الأمونيوم). $NH_3 + H^+ \longrightarrow NH_4^+$

$NH_3$



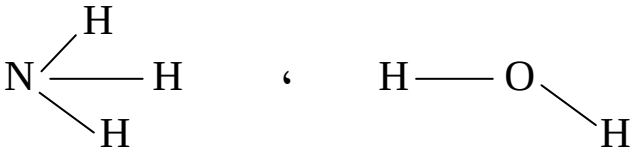

مع ملاحظة أن الرابطة التساندية متى تشكلت أصبحت مثلها مثل الرابطة التكافئية تماما.

IV- مخطط (صيغة) لويس:

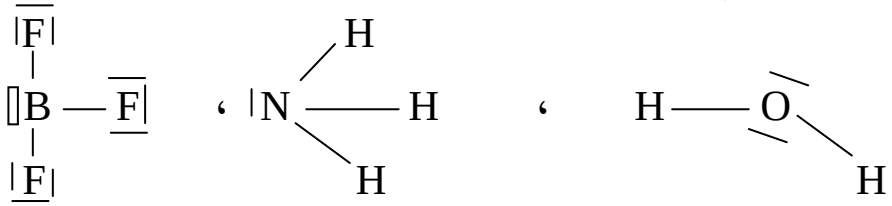
1- الصيغة المجملة للمركب: تفيد في معرفة طبيعة العناصر المشكلة للجزيء وكذا عدد ذرات كل عنصر منه.

مثالها : $H_2O$ ، $NH_3$.

2- الصيغة المنفصلة للمركب : تبين كيفية ارتباط الذرات ببعضها البعض داخل الجزيء بمختلف أنواع الروابط.

مثالها :  ، 

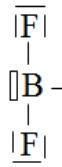
2- صيغة لويس للمركب: هي نفسها صيغته المنفصلة مع إظهار الثنائيات الحرة وكذا الخانات الشاغرة على الذرات المشكلة للجزيء.

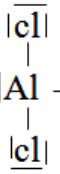
مثالها : 

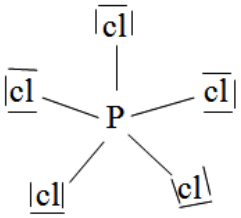
تنبيه: تعتمد صيغة لويس على قاعدة الثماني الثابت.

وحاصل هذه القاعدة أن كل ذرة في الجزيء تميل لى إحاطة نفسها ب 8 إلكترونات في طبقتها الأخيرة لتصل إلى حالة استقرار.

استثناء : لا تحقق الذرات الآتية قاعدة الثماني الثابت.

أ- البور B في $BF_3$  ، B تحيط نفسها بـ $\bar{e}$ 6 فقط.

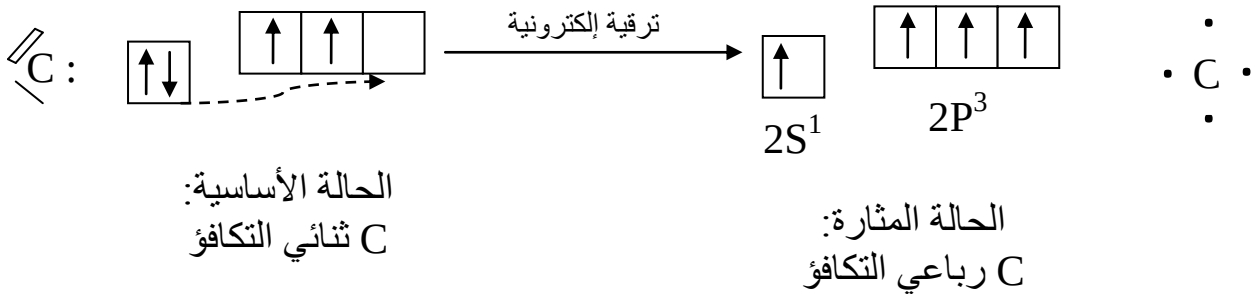
ب- الألمنيوم Al في $Al\ cl_3$  ، Al تحيط نفسها بـ $\bar{e}$ 6 فقط.

ج- الفوسفور P في $P\ cl_5$  ، P تحيط نفسها بـ $\bar{e}$ 10.

V- التهجين و أنواعه :

1- حالة ذرة الكربون C:

$_6C : {}_2He\ 2S^2\ 2P^2$




تكون ذرة C ثنائية التكافؤ في جزيء CO (أول أكسيد الكربون) ، ورباعية التكافؤ في بقية المركبات التي تحتوي على العنصر C.

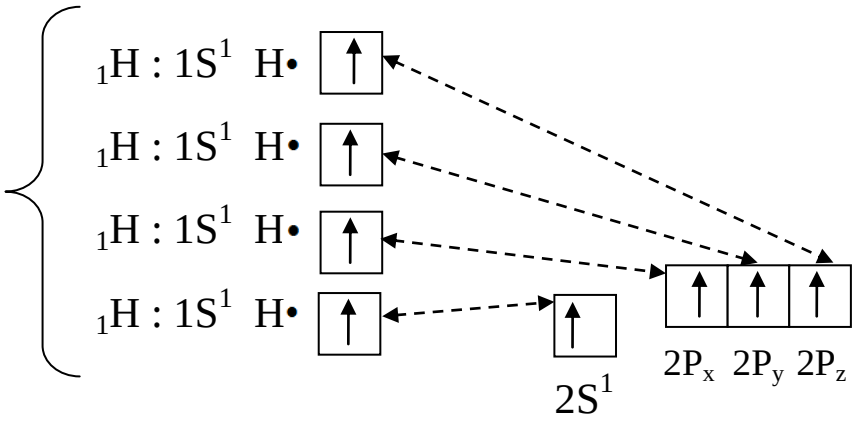
2- التهجين : معناه خلط محطات ذرية S:OA ، $P_x$ ، $P_y$ ، $P_z$ كلها أو بعضها للوصول إلى محطات جديدة مهجنة متماثلة مثل : $4Sp^3$ ، $3Sp^2$ ، 2Sp.

و اللجوء إلى التهجين هو لتفسير تطابق الروابط داخل الجزيء الواحد ومعرفة هندسته الفضائية.

3- أنواعه:

الأول: التهجين الرباعي $Sp^3$ (رباعي الوجوه):

$$_6C : 1S^2 / 2S^2\ 2p^2 \xrightarrow[\text{إلكترونية}]{\text{ترقية}} {}_6C : 1S^2 / \underbrace{2S^1\ 2p^3}_{SEE}$$




يتكون جزيء $CH_4$ من 4 روابط (C-H) : ثلاثة منها متطابقة σ 1S(H) - 2p(C)، ورابعة مختلفة σ 1S(H) - 2S(C) ، لكن التجربة العملية أثبتت أن 4(C-H) متماثلة تماما، وتفسير ذلك:

أن يتم خلط المحطات الأربعة لـ C وهي S ، $P_x$ ، $P_y$ ، $P_z$ مع بعضها البعض عند تكوين الجزيء $CH_4$ للحصول على 4 محطات ذرية مهجنة متماثلة تماما و هي 4 $Sp^3$ .

في المحط $Sp^3$ : يساهم $\bar{e}$ الطبقة التحتية S بـ 25 % ، بينما تساهم $3\bar{e}$ للطبقة التحتية P بـ 75 %.

| قبل التهجين | بعد التهجين |
|---|---|
| 1 O.A nS + 3 O.A np ⟵ | 4 O.A $Sp^3$ |
| (S ، $P_x$ ، $P_y$ ، $P_z$) | متطابقة تماما |

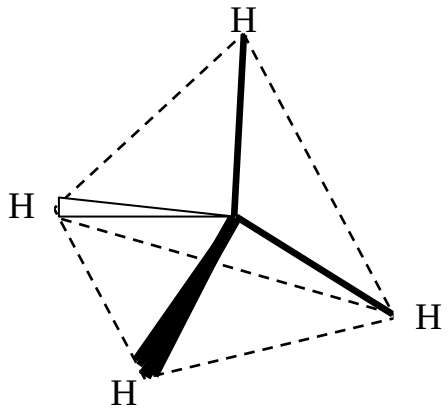
والخلاصة :

أ- تكون ذرة C في جزيء $CH_4$ مهجنة $Sp^3$ .

ب- يتكون جزيء $CH_4$ من 4 روابط متماثلة تماما σ 1S-$Sp^3$ ، والزاوية بينهما $\alpha$ بحيث $\alpha = 109° 28'$

ج- تكون هندسة الجزيء $CH_4$ رباعي الوجوه.

روابط
في المستوى.
أمام المستوى.
خلف المستوى.

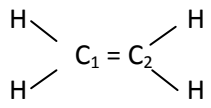


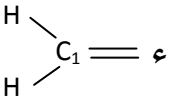
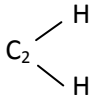

تمثيل خطي لجزيء $CH_4$

د- أمثلتها : الذرات المركزية للجزيئات التالية مهجنة $Sp^3$ : $CHcl_3$، $NH_4^+$، $NH_3$، $H_2O$ .

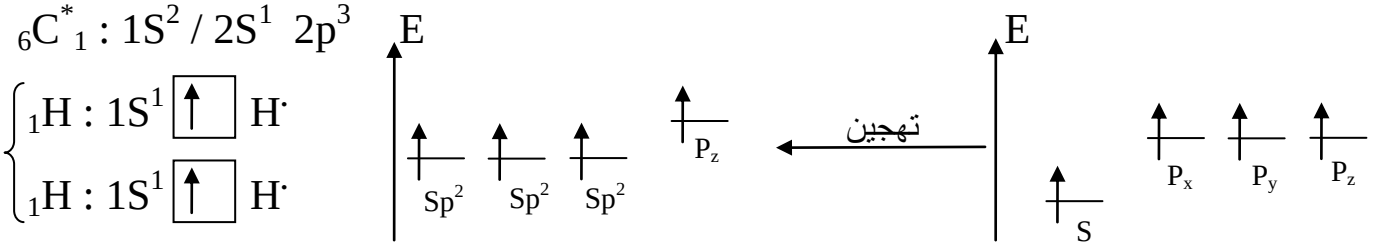
## الثاني: التهجين $Sp^2$ المستوي:

مثال جزيء $C_2H_4$



مع التنبيه على أن مايقال في الجزء  يقال في الجزء الثاني  حرفيا.

لنأخذ الجزء الأول :




في ذرة $C_1$ :

1 O.A nS + 3 O.A np ⟵ $Sp^2$ + 3 O.A $2P_z$ نقي (خالص)

$(S ، P_x ، P_y ، P_z)$ متطابقة مختلف

قبل التهجين بعد التهجين

* يشكل $C_1$ ثلاث روابط σ

اثنان مع 2H وهي $\sigma\ 1S(H) — Sp^2(C)$

وواحدة مع $C_2$ وهي $\sigma\ Sp^2(C_1) — Sp^2(C_2)$

** ويشكل أيضا $C_2$ مع $C_1$ رابطة π ، ناتجة عن الترابط بين $2p_z(C_1)$ مع $2p_z(C_2)$

- وفي المحط المهجن $Sp^2$ ، يساهم $\bar{e}$ (2S) بنسبة 33 % ، في حين يساهم $\bar{e}$ 2 (2p) بنسبة 67 %.

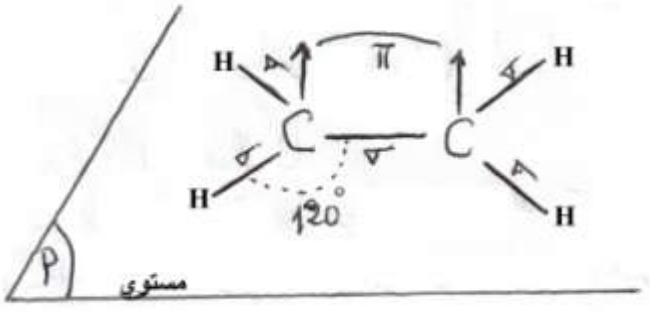
<u>والخلاصة:</u>

أ- تكون ذرة $C_1$ (وكذا ذرة $C_2$) في جزيء $C_2H_4$ مهجنة $Sp^2$

ب- يساهم $C_1$ ($C_2$) في جزيء $C_2H_4$ في تكوين 4 روابط : 3 من النوع σ و واحدة من النوع π.

ج- تكون هندسة الجزيء مستوية ، والزاوية $H\widehat{C_1}H = C_2\widehat{C_1}H = 120°$

تمثيل خطي لجزيء $C_2H_4$




د- أمثلتها : الذرات المركزية في الجزيئات الآتية مهجنة $Sp^2$ :

. $COcl_2$ ، $Alcl_3$ ، $BF_3$ ، $Bcl_3$

الثالث : التهجين Sp الخطي :

مثال جزيء $C_2H_2$ $H-C_1 \equiv C_2-H$

مع ملاحظة أن ما يقال عن الجزء الأول $H-C_1 \equiv$ ، هو نفسه الذي يقال عن الجزء الثاني $\equiv C_2-H$

لنعتبر الجزء الأول $H-C_1 \equiv$

في ذرة $C_1$ :

1 O.A nS + 3 O.A np ⟵ 2 O.A p+ 2 O.A Sp ( $2p_z$ + $2p_y$ )

متطابقان نقيان ( خالصان )

قبل التهجين بعد التهجين

* يشكل $C_1$ في المجموع 4 روابط

اثنان من النوع σ ،واحدة مع H $\sigma$ 1S (H)—Sp ($C_1$) وثانية مع $C_2$ $\sigma$ SP($C_1$)—Sp ($C_2$)

واثنان من النوع π، وكلاهما مع الذرة $C_2$ $\pi_1$ $2P_y(C_1)-2P_y(C_2)$ ، $\pi_2$ $2P_z(C_1)-2P_z(C_2)$

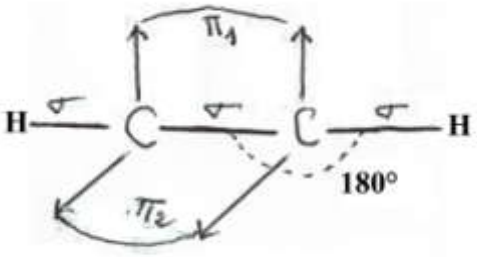
** وفي المحط المهجن Sp ، يشارك S ē بـ 50 % مثله مثل p ē.

والخلاصة:

أ- تكون ذرة $C_1$ ($C_2$) في جزيء $C_2H_2$ مهجنة Sp.

ب- تكون الزاوية $C_2\widehat{C_1}H = H\widehat{C_2}C_1 = 180°$ زاوية مستقيمة.

ب- يكون الجزيء $C_2H_2$ ذو هندسة خطية بحيث تكون الذرات الأربعة H ، $C_2$ ، $C_1$ ، H على استقامة واحدة.




تمثيل خطي لجزيء $C_2H_2$

د- أمثلتها : الذرات المركزية ضمن الجزيئات التالية مهجنة Sp : $CO_2$ ، HCN ، $BeF_2$ ، $Hgcl_2$

ملاحظة هامة :

* يتم التهجين بين الطبقتين الفرعيتين (ns,np) لنفس الطبقة الإلكترونية في نفس الذرة.

4- قواعد جيلسبي : Gillespie

بتطبيق قاعدة جيلسبي يمكن تحديد نوع التهجين للذرة المدروسة داخل الجزيء سواء كانت مركزية أم لا ، ومن ثمة ضبط الهندسة الفضائية للجزيء ككل، وتنص مجمل هذه القواعد على أن ،

نوع التهجين: $\sum\sigma + \sum NL$

حيث $\sum\sigma$ : هو مجموع الروابط σ التي تشكلها الذرة المدروسة مع بقية الذرات داخل الجزيء.

$\sum NL$: مجموع الثنائيات الإلكترونية اللارابطة (الحرة) التي تحملها الذرة المدروسة.

تنبيهات :

الأول: قواعد جيلسبي لا تأخذ بعين الإعتبار الروابط $\pi$ ، وإنما تقتصر على الروابط $\sigma$ والثنائيات الحرة فقط .

الثاني: لتسهيل تطبيق هذه القواعد، لا بد من كتابة صيغة لويس بشكل صحيح للجزيء تحت الدراسة.

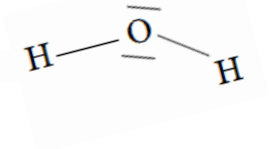
أمثلة تطبيقية :

السؤال : في الجزيئات التالية : $H_2O$ ، $BF_3$ ، $BeF_2$

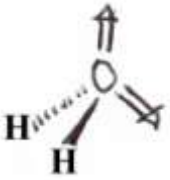
حدد نوع تهجين الذرة المركزية ثم استنتج هندسة الجزيء.

الجواب:

أ- جزيء $H_2O$



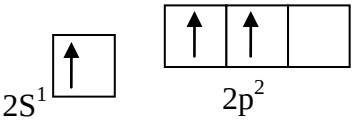
$O : \sum (\sigma + NL) = 2+2 = 4 \longrightarrow Sp^3$



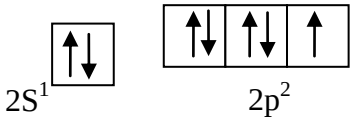
هندسته : رباعي وجوه

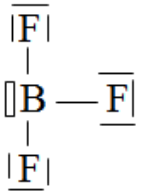
ب- جزيء $BF_3$

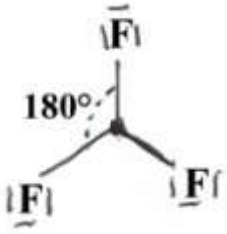
$_5B : {}_2He\ 2S^2\ 2p^1 \xrightarrow{\text{ترقية ē}} {}_2He\ \underline{2S^1\ 2p^2}$ SEE



$_9F : {}_2He\ \underline{2S^2\ 2p^5}$ SEE



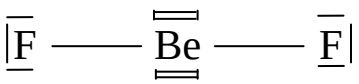




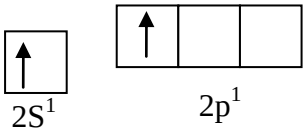
هندسته : مستوي.

$B : \sum (\sigma + NL) = 3+0 = 3 \longrightarrow Sp^2$

ج- جزيء $BeF_2$



$_4Be : {}_2He\ 2S^2 \xrightarrow{\text{ترقية ē}} {}_4Be: {}_2He\ \underline{2S^1\ 2p^1}$ SEE



هندسته : خطي

$Be : \sum (\sigma + NL) = 2+0 = 2 \longrightarrow Sp$