# الوحـــدة الأولى

## أشكـــال الجزيئات

## وقـوى التجـاذب فيمـا

## بينهـا

# مقدمة مهمة في أعداد الكم و التوزيع الالكتروني والجدول الدوري

المجموعات العمودية في الجدول الدوري 18 مجموعة منها 8 ممثلة (A) وتتواجد على طرفي الجدول و10 انتقالية (B) في منتصف الجدول الدوري و تتشابه المجموعة الواحدة في الخصائص الفيزيائية و الكيميائية .

* الخطوط الأفقية في الجدول الدوري تسمى دورات و عددها 7 دورات و الدورة تحدد عدد مستويات الطاقة التي تشغلها الكترونات العنصر

* العدد الذري = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة متعادلة الشحنة فقط بينما العدد الكتلي هو عدد البروتونات + عدد النيوترونات في نواة الذرة .

أعـــداد الكم هي :-

1- عدد الكم الرئيس (n) :

* يمثل عدد الكم الرئيس مستوى الطاقة الرئيس و معدل بعده عن النواة و يكون قيمة صحيحة موجبة ( n= 1,2,3,.....).

* المستوى الرئيس n=1 هو الأقرب الى النواة و أقل المستويات طاقة

* كلما زادت قيمة n زاد بعد المستوى عن النواة و ازداد حجمه و طاقته

* عدد الكم الرئيس يرتبط بحجم المستوى و معدل بعده عن النواة .

1- عدد الكم الفرعي (l) :

* يتكون المستوى الرئيسي n من مستويات طاقة فرعية عددها يساوي رقم المستوى n

* المستوى الرئيس n=1 يتكون من مستوى فرعي واحد يرمز له بحرف (S) ، و المستوى الرئيس الثاني n=2 ، يتكون من مستويين فرعيين يرمز إليهما بالحرفيين ( S,P) ،

والمستوى الرئيس الثـــالث n=3 ، يتكون مـــن ثلاثة مستويات فرعية يرمـــز اليها بالحروف ( S,P,d) .

والمستوى الرئيس الرابع n=4 ، يتكون مـــن أربعة مستويات فرعية يرمـــز اليها بالحروف ( S,P,d,f) .

* لمستويات الطاقة الفرعية (l) قيمة تتراوح بين 0 ـــــــ(n-1) ، لذا تبلغ قيم المستويات الفرعية التالية تكون كالتالي : ( S=0 , P=1 , d=2 , f=3)

* عدد الكم الفرعي (l) يحدد الشكل العام للفلك فالمستوى الفرعي (S) كروي الشكل و المستوى الفرعي وأفلاك المستوى الفرعي (P) شكلها مغزلي ∞ أما أشكال (d,f) أكثر تعقيدا

عدد الكم المغناطيسي (ml) :

* يشير هذا العدد الى عدد أفلاك المستوى الفرعي

المستوى الفرعي S يتكون من فلك واحد و المستوى الفرعي P يتكون من ثلاثة أفلاك متعامدة (Px , Py , Pz) والمستوى الفرعي d يتكون من خمسة أفلاك في حين ان المستوى الفرعي f يتكون من سبعة أفلاك

* يحدد عدد الكم المغناطيسي خاصية تحديد الاتجاه الفراغي للفلك مثلا المستوى الفرعي P يتكون من ثلاثة أفلاك متماثلة في الشكل والحجم و الطاقة في المستوى الرئيس الواحد وتختلف في اتجاه محاورها حول النواة

* يأخذ عدد الكم المغناطيسي قيما من (ml) : $l \longrightarrow 0 \longrightarrow +l$

* عدد الأفلاك في المستوى الرئيس : $n^2$

عدد الكم المغزلي (ms) :

* يشير هذا العدد الى اتجاه دوران الالكترون حول نفسه وحول النواة

* يأخذ عدد الكم المغزلي قيمتين ( $-\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$ )

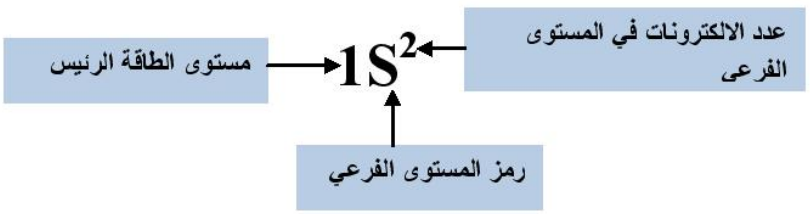
السعة القصوى من الإلكترونات التي يستوعبها المستوى الرئيس $= 2n^2$

يتم التوزيع الالكتروني للعنصر وفق العدد الذري على مبدأ أوفباو الأقل طاقة أولا وفق مستويات الطاقة الفرعية s ,p , d , f

**$1S^2$ , $2S^2$ , $2P^6$ , $3S^2$, $3P^6$, $4S^2$ , $3d^{10}$ , $4P^6$ , $5S^2$ , $4d^{10}$ , $5P^6$ , $6S^2$ ,------**

**قواعد التوزيع الالكتروني :-**

حيث تدل الرموز على مايلي

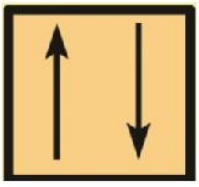


* كل مستوى فرعي فيه أفلاك كل فلك يحمل كحد أقصى الكترونين يتحركان بإتجاه معاكس لبعضهما

| المستوى الفرعي | عدد الأفلاك | سعة الالكترونات القصوى |
|---|---|---|
| S | 1 | 2 |
| P | 3 | 6 |
| d | 5 | 10 |
| f | 7 | 14 |

تتوزع الالكترونات في الأفلاك حسب قاعدة هوند التي تنص على :

توزع الالكترونات فرادى على الأفلاك وبنفس الاتجاه ، إذا زاد الكترونات نعيد التوزيع من البداية بعكس الاتجاه .



الجدول الدوري :

الفلزات : تشمل بعض العناصر الممثلة (1A,2A,3A) والانتقالية حيث تميل لفقد الالكترونات فتحمل شحنة موجبة بمقدار رقم التكافؤ

اشباه الفلزات : تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات و تقع على خط التدرج بينهما في الجدول .

اللافلزات : تشمل العناصر الممثلة من المجموعات (5A,6A,7A) إما تكسب الالكترونات فتحمل شحنة سالبة أو تتشارك مع غيرها فتتكون الرابطة التساهمية .

* إذا تفاعل الفلز مع اللافلز : سيتكون رابطة أيونية لان أحدهما يفقد والاخر يكسب و يحدث تجاذب بين الشحنات بينهما

* إذا تفاعل لافلز مع لافلز أو لافلز مع شبه فلز :

سيتشاركان الالكترونات بين كل ذرتين وتتكون الرابطة التساهمية .

**رموز لويس** : يتم رسم رموز لويس لكل عنصر باستخدام إلكترونات التكافؤ فقط

كل نقطة تعبر عن إلكترون

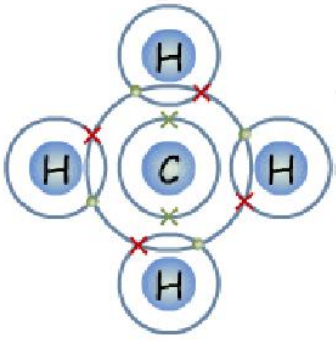
* يتم تطبيق قاعدة الثمانية حتى تصل الذرة الى الاستقرار لتصبح مشابهة في تركيبها لأقرب غاز نبيل لها في الجدول الدوري ما عدا الهيدروجين والهيليوم

| 1 | 2 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| H• | | | | | | | He: |
| Li• | •Be• | • B • | • C • | : N • | : O • | : F : | : Ne : |
| Na• | •Mg• | • Al • | • Si • | : P • | : S • | : Cl : | : Ar : |
| K • | •Ca• | | | | : Se • | : Br : | : Kr : |
| Rb• | •Sr • | | | | : Te • | : I : | : Xe : |
| Cs• | •Ba• | | | | | | |

ملاحظة مهمة جدا :

هناك عناصر تخالف قاعدة الثمانية حيث تشارك بأكثر من ثمانية الكترونات (8) مثل الفسفور P والكبريت S و الزينون Xe أو أقل مثل البريليوم Be والبورون B

الرابطة التساهمية :- هي الرابطة الكيميائية الناتجة من مشاركة ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية لزوج أو أكثر من الالكترونات

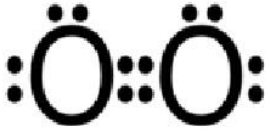



للروابط التساهمية 3 أنواع :- 1- رابطة تساهمية أحادية

2- رابطة تساهمية ثنائية 3- رابطة تساهمية ثلاثية

الرابطة الاحادية فيها زوج من الالكترونات من نوع سيجما

رابطة سيجما ($\sigma$)

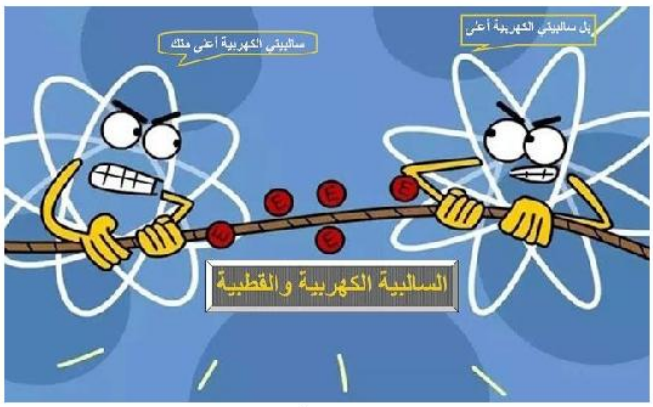


الرابطة الثنائية : فيها زوجان من الالكترونات : الرابطة واحدة من نوع سيجما ($\sigma$)والاخرى من نوع باي $\pi$

الرابطة الثلاثية : فيها 3 أزواج من الالكترونات

واحد من نوع سيجما( $\sigma$ ) واثنتان من نوع باي $\pi$

# السالبية الكهربائية




هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى

* أعلى العناصر سالبية كهربائية هي الفلور والنيتروجين والأكسجين $N, O, F$

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أكبر> من 2 فإن الرابطة أيونية

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين 0.4 – 2 ، فإن الرابطة تساهمية و القوى قطبية

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين = 0 فإن الرابطة تساهمية و الجزئ غير قطبي

-إذا كان فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين أقل من < 0.4 فإن الرابطة تساهمية ضعيفة و الجزئ غير قطبي

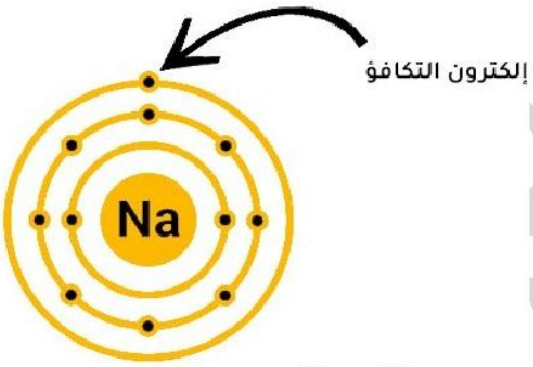
* كثير من المواد التي نستخدمها في حياتنا اليومية و موجودة في أجسامنا و أجسام الكائنات الحية هي مركبات تحتوي روابط تساهمية

يمكن حفظ اللافلزات من خلال الجملة الذهنية " كفك فيه كأس بن " بالإضافة إلى الغازات النبيلة

## أزواج ألكترونـــــات التكافؤ

تتوزع الذرات في الجزيئات المختلفة في ثلاثة أبعاد فراغية ، فلكل جزئ شكل فراغي يعتمد على مجموعة الأشياء المكونة له ، إذ تتوزع الذرات بالنسبة لبعضها بعضا في الجزئ بحيث تصل من خلال ذلك إلى حالة أكثر من الاستقرار و الثبات وحالة الطاقة الأدنى ويكون التنافر أقل ما يمكن والتجاذب بين الذرات أكبر ما يمكن .

تتوزع الالكترونات على مستويات الطاقة المختلفة في الذرة و بعض هذه الالكترونات تتوزع في مستوى الطاقة الخارجي و تسمى هذه الالكترونات بالكترونات التكافؤ




مستوى التكافؤ : مستوى الطاقة الخارجي للذرة

إلكترونات التكافؤ : الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة و تحدد نوع الروابط التي تكونها الذرة ويرمز لها بالرمز ( $V.e^-$).

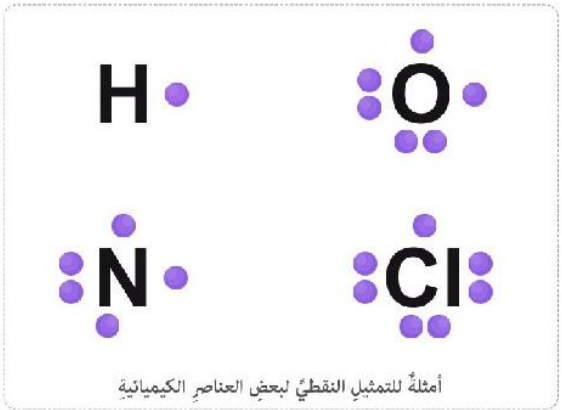
الروابط التساهمية والرابطة التناسقية .

يحتوي المستوى الخارجي لذرات عناصر المجموعات الممثلة ( 4-7 ) على عدد من الالكترونات تنجذب نحو النواة بقوة

* عند ارتباط ذرتين من هذه العناصر ببعضها البعض فإنهما تتشاركان في الالكترونات

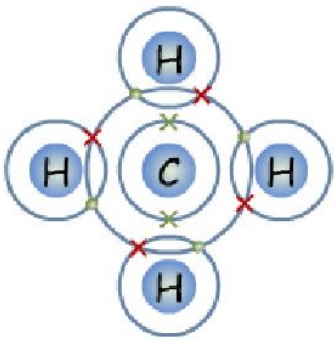
يعبر عن الكترونات المستوى الأخير : الكترونات التكافؤ بنقاط تحيط ذرة العنصر

تمثيل لويس النقطي



أمثلةٌ للتمثيلِ النقطيِّ لبعضِ العناصرِ الكيميائيةِ

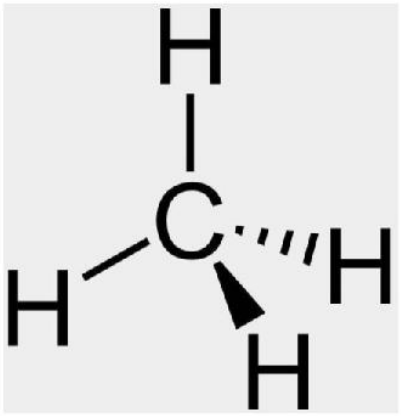
## الرابطة التساهمية :

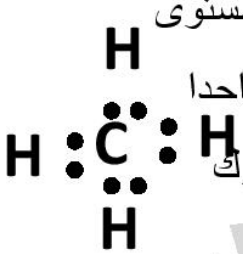



قوة التجاذب بين الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات

مثال : جزئ الميثان

$_{1}H : 1S^{1}$ $_{6}C : 1S^{2}\ 2S^{2}2p^{2}$



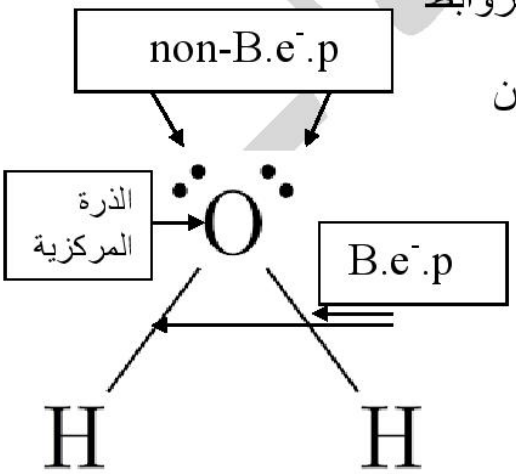

تمتلك ذرة الكربون أربعـــة الكترونات في المستوى الخارجي و تمتلك ذرة الهيدروجين الكترونا واحدا

وعند ارتباطهمـــا لتكوين جزئ الميثان تتشارك ذرة الكربون مع كل ذرة هيدروجين بزوج مـــن الالكترونـــات .

ملاحظة : يكون حول ذرة الكربون أربعة أزواج من الالكترونات المشتركة مع ذرات الهيدروجين

**أزواج الالكترونات الرابطـــة** ( $B.e^{-}.p$ ) :- إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط

**أزواج الالكترونات غير الرابطـــة** ( $non\text{-}B.e^{-}.p$ ) :- أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط




**الذرة المركزية** : الذرة الأقل عددا فـــي الجزئ و تكون أكثر مـــن رابطة واحـــدة .

تأملي الشكل في جزئ الماء لتحديد مايلي :

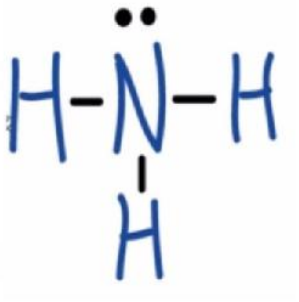
- الذرة المركزية : الأكسجين

تحاط بأكبر عدد من الروابط ( رابطة وغير رابطة )

- عدد الأزواج الرابطة : 2

- عدد الأزواج غير الرابطة : 2

جزئ الأمونيا :



$_{1}H : 1S^{1}$ $_{7}N : 1S^{2}\ 2S^{2}2p^{3}$

تمتلك ذرة النيتروجين خمســـة الكترونات في المستوى الخارجي و تمتلك ذرة الهيدروجين الكترونا واحدا وعند ارتباطهمـــا لتكوين جزئ الأمونيا تتشارك ذرة النيتروجين مع كل ذرة هيدروجين ليصبح لديها ثلاثة أزواج من الالكترونات المشتركة

- الذرة المركزية : النيتروجين ، تحاط بأكبر عدد من الروابط ( رابطة وغير رابطة )
- عدد الازواج الرابطة ( $B.e^{-}.p$ ) : 3
- عدد الأزواج غير الرابطة ( $non\text{-}B.e^{-}.p$ ): 1

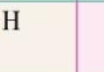
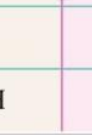
ملاحظة مهمة جدا :

* دائما الهيدروجين و الفلور ذراتٍ طرفيةٍ في الجزيئات .
* دائما الكربون ذرة مركزية .
* كثير من الذرات تشذ عن قاعدة الثمانية مثل :

B , S, P , Be

يمكن معرفة عدد أزواج الإلكترونات الرابطة و غير الرابطة في الجزيئات و الأيونات المختلفة عند رسم تركيب لويس لها

كثير من الذرات المكونة للرابطة التساهمية تحقق قاعدة الثمانية فتستقر بأربعة أزواج من الإلكترونات ماعدا الهيدروجين يستقر بزوج واحد من الجدول التالي نلاحظ أن الذرات في في الجدول طبقت قاعدة الثمانية سواء كانت الرابطة التساهمية بين الذرتين أحادية أو ثنائية أو ثلاثية

| اسم الجزيء | الصيغة الجزيئية | تركيب لويس |
|---|---|---|
| الكلور | $Cl_2$ | |
| كلوريد الهيدروجين | HCl |  |
| الماء | $H_2O$ | |
| الإيثان | $C_2H_6$ |  |

| اسم الجزيء | الصيغة الجزيئية | تركيب لويس |
|---|---|---|
| ثاني أكسيد الكربون | $CO_2$ |  |
| الإيثين | $C_2H_4$ |  |
| الأكسجين | $O_2$ |  |
| النيتروجين | $N_2$ |  |
| الإستيلين | $C_2H_2$ | |

يمثل الجدول أهم مجموعات الجدول الدوري والأسماء الشائعة لها

| المجموعة | التكافؤ | الاسم | تصنيفها | أهم العناصر |
|---|---|---|---|---|
| 1A | 1 | قلويات | فلزات عدا H | Na,K,Li,Cs |
| 2A | 2 | قلويات ترابية | فلزات | Mg,Be,Ba,Ca |
| 3A | 3 | مجموعة البورون | فلزات عدا B | B,Al,Ga |
| 4A | 4 | مجموعة الكربون | فلز + لافلز + شبه فلز | C,Si,Ge,Sn,Pb |
| 5A | 5 | مجموعة النيتروجين | لافلزات عدا As | N,P,As |
| 6A | 6 | مجموعة الأكسجين | لا فلزات | O,S,Se |
| 7A | 7 | مجموعة الهالوجينات | لا فلزات | F,Cl,Br,I |
| 8A | 8 | الغازات النبيلة | لا فلزات | He,Ne,Ar,Kr,Xe |

يرمز لزوج الكترونات التكافؤ ب ($v.e^-.p$)

كيف نرسم تركيب لويس للجزيئات :

1- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ $n(v.e^-)$ من خلال التوزيع الالكتروني لكل ذرة عنصر من خلال العدد الذري المعطى في السؤال أو من الجدول الدوري أو من خلال معرفة سابقة عن مجموعة العنصر مثال : المغنيسيوم في المجموعة الثانية إذن ، إلكترونات التكافؤ = 2

2- نجمع الكترونات التكافؤ لجميع ذرات الجزئ كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = n(v.e^-)(atom)_1 \times n(atom)_1 + n(v.e^-)(atom)_2 \times n(atom)_2$$

مجموع إلكترونات التكافؤ في الجزئ = إلكترونات التكافؤ في العنصر الأول × عدد ذراته + إلكترونات التكافؤ في العنصر الثاني × عدد ذراته

3- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتوفرة ( الرابطة وغير الرابطة ) التي يرمز إليها بالرمز( v.e-.p ) بقسمة المجموع في النقطة السابقة على 2 أي

$$n\,(v.e^-.p) = Total(v.e^-)/\,2$$

4- نحدد الذرة المركزية : أ- الأقل عددا في الجزئ

ب- تكون أكثر عدد من الروابط مع غيرها

ج- الأقل سالبية كهربائية بين ذرات الجزئ

5- نرسم روابط أحادية من الذرة المركزية إلى الذرات المتبقية ( الرابطة الأحادية عبارة عن زوج الكترونات ) فتشكل هذه الروابط الأزواج الرابطة (B.e-.p)

6- نحسب عدد الأزواج الغير رابطة والمتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p$$

7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول الذرات الطرفية أولا حتى تتحقق قاعدة الثمانية و المتبقي نضعه حول الذرة المركزية

8- نتأكد من استقرار الذرة المركزية على قاعدة الثمانية (4 أزواج ) فإن لم تتحقق نحول زوج أو أكثر من الذرات الطرفية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بينها وبين الذرة المركزية .

9- نحسب الشحنة الجزئية لكل ذرة :

عدد إلكترونات التكافؤ للذرة – عدد الإلكترونات المحيطة بها

10- الشحنة الكلية للجزئ = صفر في المركب التساهمي

و قيمة معينة في المجموعة الأيونية

مثال (1) :

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_7N$ , $_9F$

$_7N : 1S^2\ 2S^2 2P^3$ $\qquad$ $_9F : 1S^2 2S^2 2P^5$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$N=5$ , $F=7$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_N \times n_{(N\ atom)} + (v.e^-)_F \times n_{(F\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ N × عدد ذرات N + عدد إلكترونات تكافؤ F × عدد ذرات F

$$Total\ (v.e^-) = 5\times1 + 7\times3 = 26\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 26 /2 = 13 pairs

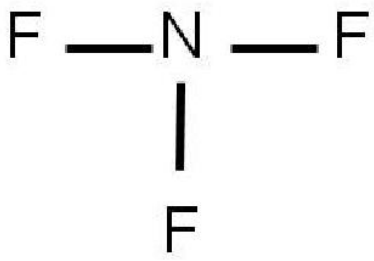
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي N

لأنها حسب الجدول الأقل سالبية كهربائية من الفلور

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 H 2.1 | | | | | | |
| 3 Li 1.0 | 4 Be 1.5 | 5 B 2.0 | 6 C 2.5 | 7 N 3.0 | 8 O 3.5 | 9 F 4.0 |
| 11 Na 1.0 | 12 Mg 1.2 | 13 Al 1.5 | 14 Si 1.8 | 15 P 2.1 | 16 S 2.5 | 17 Cl 3.0 |
| 19 K 0.9 | 20 Ca 1.0 | 31 Ga 1.7 | 32 Ge 1.9 | 33 As 2.1 | 34 Se 2.4 | 35 Br 2.8 |
| 37 Rb 0.9 | 38 Sr 1.0 | 49 In 1.6 | 50 Sn 1.8 | 51 Sb 1.9 | 52 Te 2.1 | 53 I 2.5 |
| 55 Cs 0.8 | 56 Ba 1.0 | 81 Tl 1.6 | 82 Pb 1.7 | 83 Bi 1.8 | 84 Po 1.9 | 85 At 2.1 |
| 87 Fr 0.8 | 88 Ra 1.0 | | | | | |

قيم السالبية الكهربائية

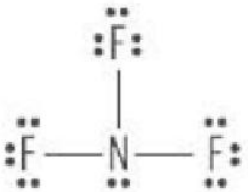
5- نوزع ذرات الفلور حولها و نرسم روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p$
$= 13-3=10\ pairs$

7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الفلور أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ اننا وزعنا 9 أزواج و بذلك يتبقى زوج واحد يوضع حول الذرة المركزية فيكون توزيع لويس كالتالي :



نلاحظ أن :

| الذرة المركزية | $B.e^-.p$ | $Non\ B.e^-.p$ | شحنة الجزئ |
|---|---|---|---|
| N | 3 | 1 | صفر |

مثال (2) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في جزئ الميثان $CH_4$ .

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_6C$ , $_1H$

$$_1H : 1S^1 \qquad _6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$$H=1 \quad , \quad C=4$$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n_{(C\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذرات C + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

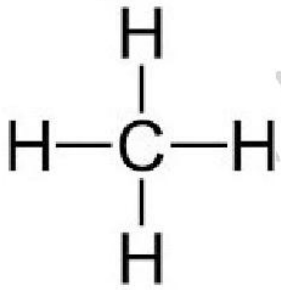
$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 1\times4 = 8\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 8/2 = 4\ pairs$$

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

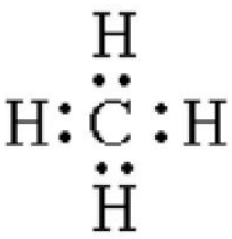
5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 4-4=0\ pairs$$

7- نلاحظ أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيصبح توزيع لويس للميثان كالتالي :



| الذرة المركزية | B.e⁻.p | Non B.e⁻.p | شحنة الجزئ |
|---|---|---|---|
| C | 4 | 0 | صفر |

مثال (3) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في جزئ $GeCl_3H$ .

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_1H$ , $_6C$

$_1H : 1S^1$ , $_{17}Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$ , $_{32}Ge : 1S^2\ 2S^2 2p^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^{10} 4P^2$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

H=1 , Ge= 4 , Cl = 7

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_{Ge} \times n_{(Ge\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)} + (v.e^-)_{Cl} \times n_{(Cl\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ Ge × عدد ذرات Ge + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H + عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذرات Cl

$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 1\times1 + 7\times3 = 26\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

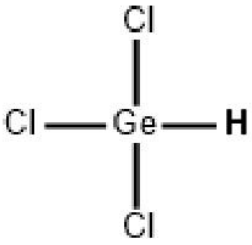
$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 26 /2 = 13 pairs

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Ge بالمقارنة بين سالبية الجرمانيوم والهيدروجين

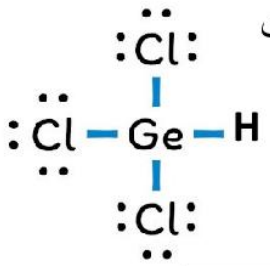
5- نوزع ذرات الهيدروجين و الكلور حولها و نرسم روابط أحادية

6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 13-4=9$ pairs



7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الكلور أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أننا وزعنا 9 أزواج حول ذرات الكلور و نلاحظ أن ذرة الجيرمانيوم تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيكون توزيع لويس كالتالي :



| الذرة المركزية | B.e⁻.p | Non B.e⁻.p | شحنة الجزئ |
|---|---|---|---|
| Ge | 4 | 0 | صفر |

مثال (4) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في أيون $CO_3^{2-}$

1- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

| العنصر | المجموعة | إلكترونات التكافؤ |
|---|---|---|
| C | 4A | 4 |
| O | 6A | 6 |

في المجموعة الأيونية نضيف الشحنة إلى مجموع إلكترونات التكافؤ إذا كانت سالبة و نطرحها إذا كانت موجبة

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n(_{C\ atom}) + (v.e^-)_O \times n(_{O\ atom}) \ \underline{\mathbf{+2}}$$

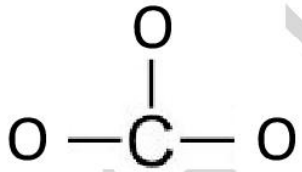
$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 6\times3 \ \underline{\mathbf{+2}} = 24\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \quad \Rightarrow \quad 24/2 = 12\ pairs$$

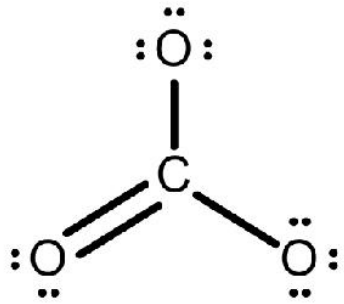
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

5- نوزع ذرات الأكسجين حول ذرة الكربون ونرسم حولها روابط أحادية



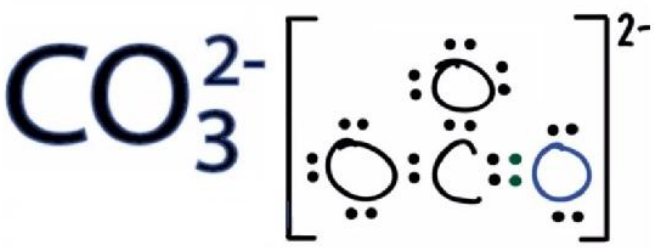
6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 12-3=9\ pairs$$



7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الأكسجين أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أننا وزعنا 9 أزواج

نلاحظ أن ذرة الكربون لم تحقق قاعدة الثمانية و لتحقيق ذلك يجب تكوين رابطة ثنائية بين الكربون و إحدى ذرات الأكسجين



8- نحسب الشحنات الجزئية :

عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الالكترونات المحيطة بها فقط

| | |
|---|---|
| C = 4-4= 0 , | O=6-6=0 |
| O=6-7=-1 , | O=6-7=-1 |

نلاحظ أن مجموع الشحنات = 2- و هو يساوي شحنة الأيون و نجد أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة و لا تمتلك أزواج غير رابطة .

مثال (5) :

أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في أيون $NH_4^+$

1- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

| العنصر | المجموعة | إلكترونات التكافؤ |
|---|---|---|
| N | 5A | 5 |
| H | 1A | 1 |

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$\text{Total } (v.e^-) = (v.e^-)_N \times n_{(N\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)} \ \underline{\mathbf{-1}}$$

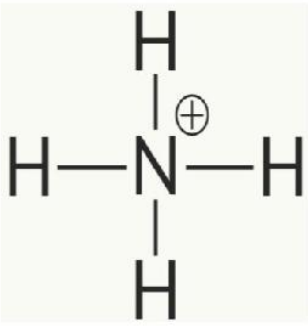
$$\text{Total } (v.e^-) = 5\times1 + 1\times4 \ \underline{\mathbf{-1}} = 8\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$$v.e^-.p = \text{Total } (v.e^-) / 2 \quad \Rightarrow \quad 8/2 = 4 \text{ pairs}$$

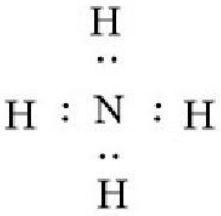
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي N

5- نوزع ذرات الهيدروجين حول ذرة النيتروجين ونرسم حولها روابط أحادية



6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

Non B.e⁻.p = v.e⁻.p - B.e⁻.p = 4-4=0 pairs

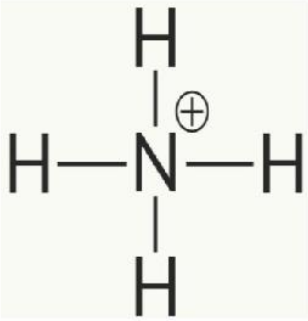


7- نلاحظ أن ذرة النيتروجين تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة لأنها حققت قاعدة الثمانية فيصبح توزيع لويس لها كالتالي :

8- نحسب الشحنات الجزئية :

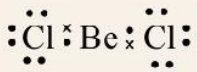
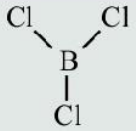
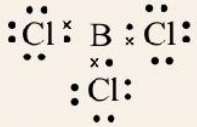
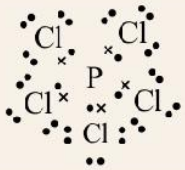
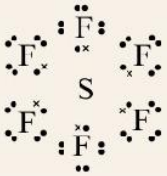
عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الالكترونات المحيطة بها فقط

| | | |
|---|---|---|
| N = 5-4= +1 | , | H=1-1=0 |
| H=1-1=0 | , | H=1-1=0 |



نلاحظ أن مجموع الشحنات = 1+ و هو يساوي شحنة الأيون و نجد أن ذرة النيتروجين تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة و لا تمتلك أزواج غير رابطة

يبين الجدول بعض المركبات التي لا تحقق قاعدة الثمانية

| الصيغة الجزيئيّة | الشكل البنائيّ للجزيء | تركيب لويس | عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة |
|---|---|---|---|
| $BeCl_2$ | Cl— Be —Cl |  | 2 |
| $BCl_3$ |  |  | 3 |
| $PCl_5$ | |  | 5 |
| $SF_6$ | |  | 6 |

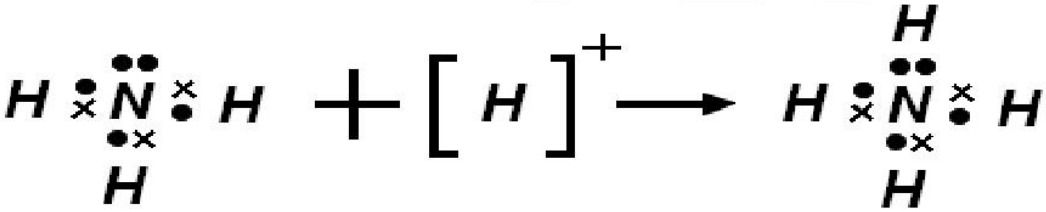
هناك نوع خاص من الروابط التساهمية تشارك فيه إحدى الذرات بزوج من الإلكترونات بينما تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ تسمى هذه الرابطة ب

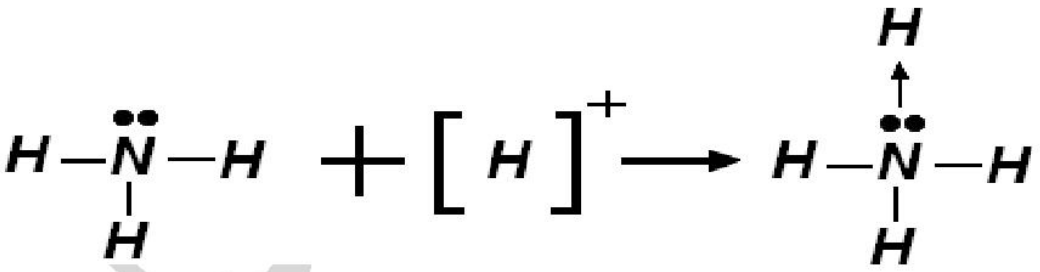
## الرابطة التناسقية

الرابطة التناسقية :- إحدى أنواع الروابط التساهمية ، تنشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات في حين تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ .

مثال (1) :- تكوين أيون الهيدرونيوم $NH_4^+$

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$



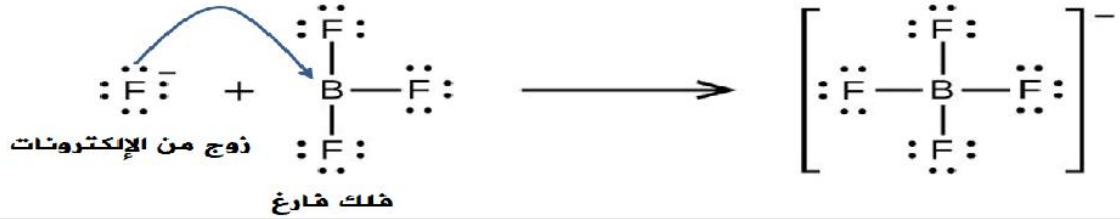


يشار إلى الرابطة التناسقية بسهم صغير ⟵ من الذرة المركزية إلى الذرة ذات الفلك الفارغ

مثال (2) :- تكوين أيون $BF_4^-$

$$BF_3 + HF \longrightarrow BF_4^- + H^+$$

ذرة البورون تمتلك فلك فارغ تتشارك به مع زوج الالكترونات غير الرابطة في أيون الفلورايد $F^-$ وتنشأ رابطة تناسقية في الأيون $BF_4^-$



أتحقق ص 17 :-

أولا:- $OF_2$

1- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

| العنصر | المجموعة | إلكترونات التكافؤ |
|---|---|---|
| O | 6A | 6 |
| F | 7A | 7 |

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_O \times n(_{O\ atom}) + (v.e^-)_F \times n(_{F\ atom})$$

$$Total\ (v.e^-) = 6\times1 + 7\times2 = 20\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ $20\ /2 = 10$ pairs

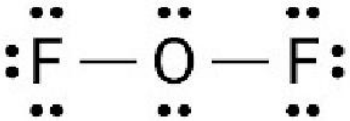
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي O

5- نوزع ذرات الفلور حول ذرة الأكسجين ونرسم حولها روابط أحادية F — O — F

6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 10\text{-}2 = 8\ pairs$$

7- نوزع الالكترونات المتبقية غير الرابطة حول ذرات الفلور أولا بحيث تحقق قاعدة الثمانية نلاحظ أننا وزعنا 6 أزواج بذلك يتبقى زوجان يوضعان حول الذرة المركزية الأكسجين فيكون تركيب لويس للجزئ كالتالي :



نلاحظ أن :

| الذرة المركزية | $B.e^-.p$ | $Non\ B.e^-.p$ | شحنة الجزئ |
|---|---|---|---|
| O | 2 | 2 | صفر |

ثانيا :- $BeH_2$

- نحدد عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

| العنصر | المجموعة | إلكترونات التكافؤ |
|---|---|---|
| Be | 2A | 2 |
| H | 1A | 1 |

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_{Be} \times n_{(Be\ atom)} + (v.e^-)_{H} \times n_{(H\ atom)}$$

$$Total\ (v.e^-) = 2\times1 + 1\times2 = 4\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \Longrightarrow 4/2 = 2\ pairs$$

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Be و هي من الذرات التي تشذ عن قاعدة الثمانية بحيث تستقر بأقل من ثمانية الكترونات .

5- نوزع ذرات الهيدروجين حول ذرة البريليوم ونرسم حولها روابط أحادية

H—Be—H

6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 2-2=0\ pairs$$

7- لا يوجد أزواج غير رابطة و تستقر ذرة البريليوم بأربعة الكترونات فقط أي أقل من 8 إلكترونات :

H:Be:H

نلاحظ أن :

| الذرة المركزية | $B.e^-.p$ | $Non\ B.e^-.p$ | شحنة الجزئ |
|---|---|---|---|
| Be | 2 | 0 | صفر |

# VSEPR Theory

## تنـــــافر أزواج إلكترونات مستوى التكافـــؤ

Valence
Shell
Electron
Pair
Repulsion

تترتب أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية بحيث تتخذ شكلا فراغيا يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن مما يجعل الجزئ أكثر ثباتا واستقرار

تتوزع الذرات في الجزيئات المختلفة في ثلاثة أبعاد فراغية ، فلكل جزئ شكل فراغي يعتمد على مجموعة الأشياء المكونة له ، إذ تتوزع الذرات بالنسبة لبعضها بعضا في الجزئ بحيث تصل من خلال ذلك إلى حالة أكثر من الاستقرار و الثبات وحالة الطاقة الأدنى ويكون التنافر أقل ما يمكن والتجاذب بين الذرات أكبر ما يمكن .

الشكل الفراغـــي :- هو توزيع الذرات المكونة للجزئ الواحد في الأبعاد الثلاثة .

على أي أســاس يعتمد الشكل الفراغـي :- 1- مجموع أو عدد الذرات المكونة للجزئ .

2- التوزيع الالكتروني للذرة المركزية ( عدد الكترونات التكافؤ )

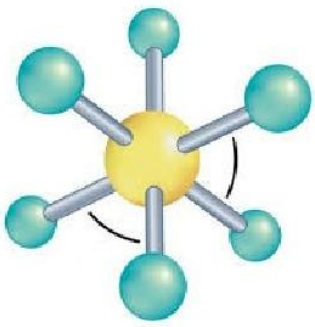
3- مقدار التنافر بين أزواج الكترونات الرابطة .

4- مقدار طاقة الرابطة .

5- طبيعة الذرة المركزية .

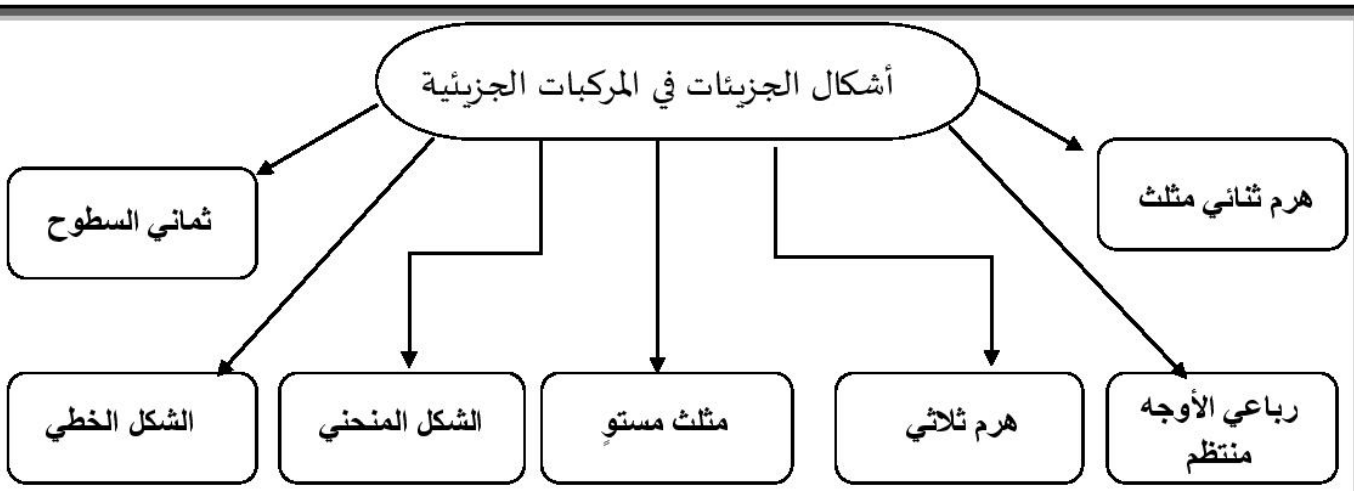
6- عدد أزواج الالكترونات في الغلاف الخارجي للذرة .

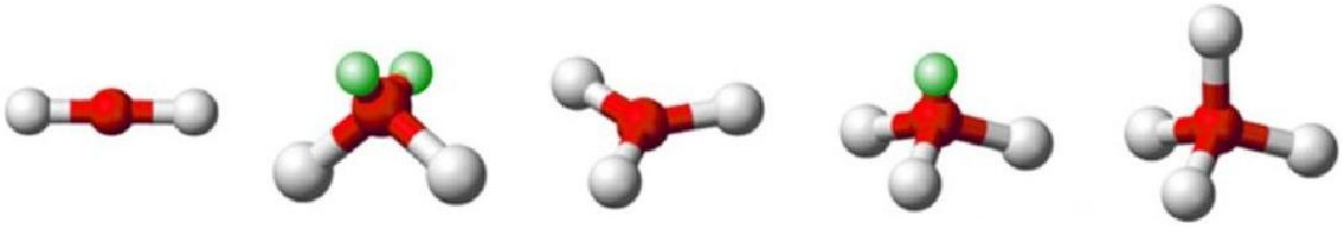
يكون التنافر أقل ما يمكن عندما تكون الزاوية بين أزواج الالكترونات أكبر ما يمكن فيصبح الجزئ أكثر استقرارا ويمتلك أقل طاقة



علاقة مقدار الزاوية بين أزواج الالكترونات والتنافر
<u>علاقة عكسية</u>

<u>أتـــحقق ص 18 :-</u> كلما زاد عدد أزواج الالكترونات حول الذرة المركزية يقل مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ



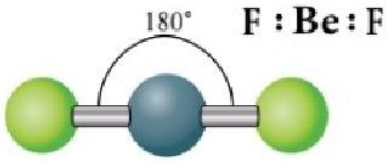
أهمية النظريــة : 1- التنبؤ بأشكال الجزيئات الفراغية

2- تحديد الكثير من خصائص الجزيئات الفيزيائية والكيميائية

نص النظرية : " تفترض النظرية أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر فيما بينهما أقل ما يمكن "

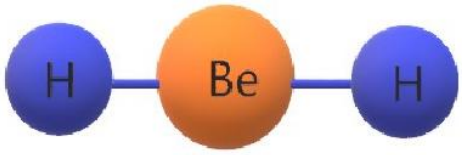
| اسم الشكل | الزاوية بين الروابط | ترتيب أزواج الإلكترونات | عدد أزواج الإلكترونات الرابطة | عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة |
|---|---|---|---|---|
| خطي | 180° | X | زوجان | لا يوجد |
| مثلث مستوٍ | 120° | X | ثلاثة أزواج | لا يوجد |
| رباعيّ الأوجه منتظم | 109.5° | X | أربعة أزواج | لا يوجد |
| هرم ثنائي مثلث | 90° 120° | X | خمسة أزواج | لا يوجد |
| ثماني السطوح | 90° | X | ستة أزواج | لا يوجد |
| منحنٍ | 104,5° | X | زوجان | زوجان |
| هرم ثلاثي | 107° | X | ثلاثة أزواج | زوج واحد |

## الشكل الخطـــي :-




1- الصيغة العامة له $AX_2$

حيث : A الذرة المركزية و X عدد الذرات المرتبطة بالذرة المركزية و E عدد أزواج الالكترونات غير الرابطة .




2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن

4- قيمة الزاوية ($180^\circ$)

عند وجود زوجين من الالكترونات الرابطة فسوف يترتبان على جانبي الذرة المركزية ليكون التنافر بينهما أقل ما يمكن

عدد أزواج الالكترونات الرابطة : 2 عدد أزواج الالكترونات غيرالرابطة : (صفر ) × لا يوجد

أمثلة لجزيئات بأشكال خطية : $HCN$ / $CO_2$ / $BeF_2$ / $BeH_2$ / $BeCl_2$

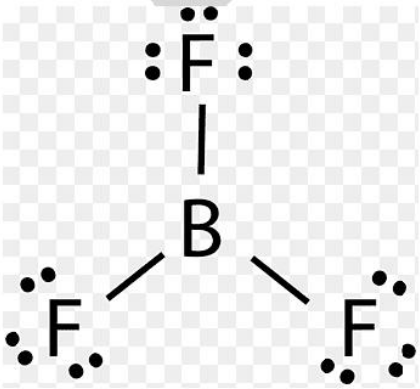
## المثلث المستوٍ ( مثلث متساوي الأضلاع ) :-

1 - الصيغة العامة له $AX_3$

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن

4- قيمة الزاوية ($120^\circ$)




( عدد الأزواج الرابطة : 3 عدد الأزواج غير الرابطة : (0) × لا يوجد )

أكبر زاوية ممكنة بين الرابطة والرابطة حتى يكون أقل تنافر و أكثر تجاذب و استقرارا .

أمثلة لجزيئات بأشكال مثلث مستو : **$BF_3$ / $BH_3$ / $BCl_3$**

**رباعي الأوجه منتظم :**

1- الصيغة العامة له $AX_4$

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- يكون التنافر بين أزواج الالكترونات أقل ما يمكن

4- قيمة الزاوية ($109.5\ ^\circ$)

عدد الأزواج الرابطة : 4 عدد الأزواج غير الرابطة : × لا يوجد

أمثلة لجزيئات بأشكال رباعية الأوجه منتظم : $CF_2Cl_2$ / $CH_4$ / $CCl_4$
$SiCl_4$ / $CF_4$ / $SiF_4$

**الشكل المنحني**

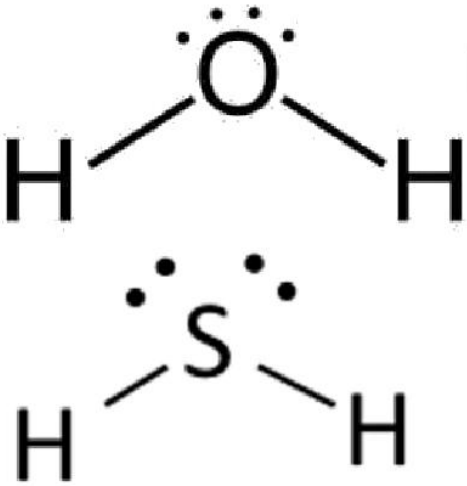
1- الصيغة العامة له $AX_2E_2$

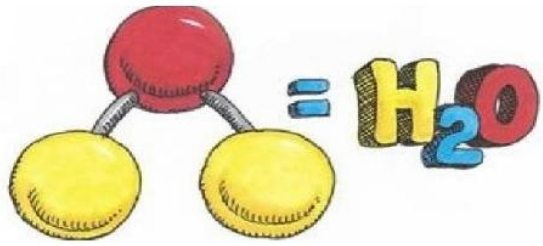
2- الذرة المركزية تحتوي زوجين من الالكترونات غير الرابطة

3- قيمة الزاوية ($104.5\ ^\circ$) وهو حالة مشتقة عن الشكل الرباعي

عدد الأزواج الرابطة : 2 عدد الأزواج غير الرابطة : 2

أمثلة : $H_2O$ / $H_2S$ / $OF_2$ / $SO_2$

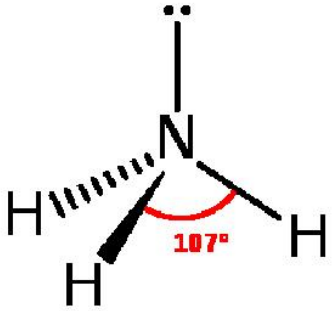


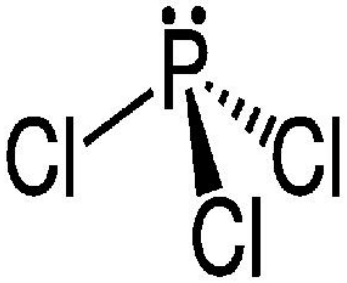

**الشكل الهرم الثلاثي :**

1- الصيغة العامة له $AX_3E$

2- الذرة المركزية تحتوي زوج من الالكترونات غير الرابطة

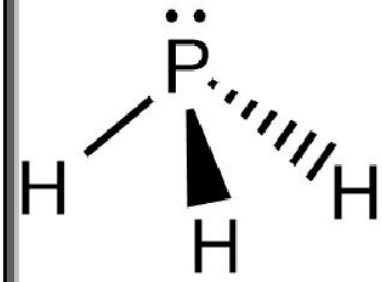


3- قيمة الزاوية ($107^\circ$)



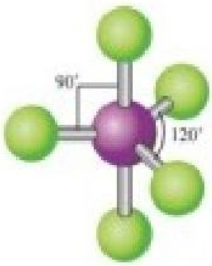
عدد الأزواج الرابطة : 3 عدد الأزواج غير الرابطة : 1

يمثل هذا الشكل حالة مشتقة من الرباعي المنتظم لكن صغرت الزوايا بسبب حدوث تنافر بين زوج غير رابط وزوج رابط و يرسم الشكل حسب الأزواج الرابطة فقط .



أمثلة : $NF_3$ / $NH_3$ $NCl_3$ / $PF_3$ $PCl_3$

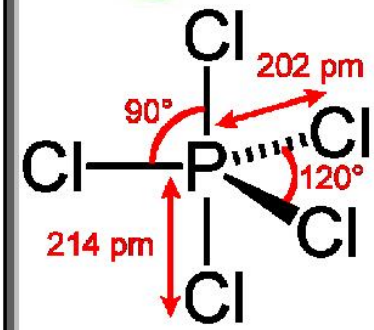
**الشكل الهرم ثنائي مثلث :**



1- الصيغة العامة له $AX_5$

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- قيمة الزاوية ($120^\circ$ , $90^\circ$)




أمثلة : $PF_5$ / IF5 / PCl5

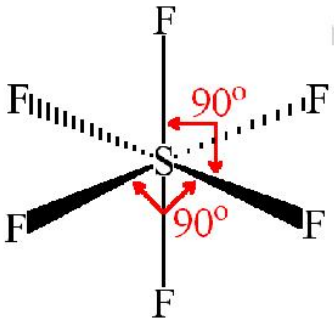
**الشكل ثماني السطوح :**

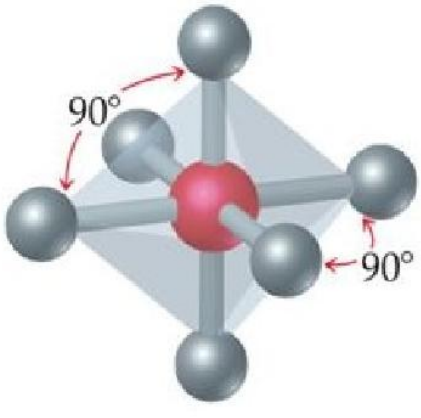
1- الصيغة العامة له $AX_6$

2- الذرة المركزية لا تحتوي أزواج من الالكترونات غير الرابطة

3- قيمة الزاوية ($90^\circ$)

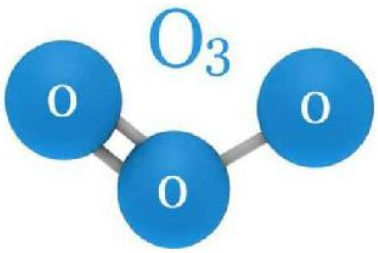
أمثلة : $SF_6$



تحليل رامان الطيفي : يستخدم هذا التحليل في معرفة تركيب المادة وخصائصها

أفكـــــر ص 21 :-




أحدد عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في جزئ الأوزون

1- نكتب التوزيع الالكتروني $_8O$

$$_8\mathbf{O} : \mathbf{1S^2\ 2S^2 2p^4}$$

عدد الكترونات التكافؤ : O= 6

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_O \times n(_{O\ atom})$$

إلكترونات التكافؤ الكلية = عدد إلكترونات تكافؤ O × عدد ذرات O

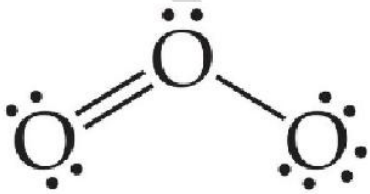
$$Total\ (v.e^-) = 6 \times 3 = 18\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \quad \Longrightarrow \quad 18 / 2 = 9\ pairs$$

4- الذرة المركزية في الجزئ هي O

5- نوزع ذرات الأكسجين حولها و نرسم روابط أحادية




6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 9-2=7\ pairs$$

7- نوزع الأزواج غير الرابطة على ذرات الأكسجين الطرفية حتى تحقق قاعدة الثمانية لكننا نلاحظ أن الذرة المركزية لم تستقر بثمانية الكترونات لذا نقوم بتحويل إحدى أزواج من الالكترونات إلى رابطة ثنائية و يتبقى زوج أخير يوضع فوق الذرة المركزية .

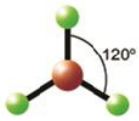
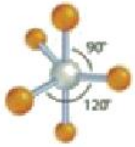
أتحقق ص 22 :-

| | $BeH_2$ | $BF_3$ | $SiH_4$ |
|---|---|---|---|
| الشكل الفراغي | خطي | مثلث مستو | رباعي الأوجه منتظم |
| الزاوية | 180° | 120° | 109.5° |

يمكن تلخيص جميع أشكـــــــال الجزيئات في الجدول التالي :

اسم الدرس : VSEPR أشكـــــــال الجزيئات

A: ذرة مركزية X: ذرة طرفية E : أزواج الكترونات غير رابطة

| مثال | اسم الشكل | الزاوية | non- B.e⁻.p | B.e⁻.p | n ( atom) |
|---|---|---|---|---|---|
| | خطي<br>مثال : $BeH_2$ | 180° | لا يوجد | 2 | $AX_2$ |
| | منحني<br>مثال : $H_2O$ | 104.5° | 2 | 2 | $AX_2E_2$ |
|   | مثلث مستو<br>مثال : $BF_3$ | 120° | لا يوجد | 3 | $AX_3$ |
| | هرم ثلاثي<br>مثال : $NH_3$ | 107 | 1 | 3 | $AX_3E$ |
| | رباعي الاوجه منتظم<br>مثال : $CH_4$ | 109.5 | لا يوجد | 4 | $AX_4$ |
|   | هرم ثنائي مثلث<br>مثال : $NbBr_5$ | 90°<br>120° | لا يوجد | 5 | $AX_5$ |
| | ثماني السطوح<br>مثال : $SF_6$ | 90° | لا يوجد | 6 | $AX_6$ |

# مـــراجعة الـــدرس

1- تختلف أشكال الجزيئات بسبب اختلاف عدد أزواج الإلكترونات الرابطة و غير الرابطة المحيطة بالذرة المركزية من جزئ لاخر ومن مركب لمركب آخر .

2- مستوى التكافؤ : مستوى الطاقة الخارجي للذرة يحتوي الالكترونات التي تحدد نوع الرابطة التي تكونها الذرة

الرابطة التناسقية :- إحدى أنواع الروابط التساهمية ، وهي قوة تجاذب ناشئة عن مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات مع فلك فارغ من الذرة الأخرى .

أزواج الإلكترونات غير الرابطة : :- أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ تحيط بالذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط

نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ :

" تفترض النظرية أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر فيما بينهما أقل ما يمكن " وبهذا يمكن توقع الشكل الفراغي للجزئ و الزاوية بين الروابط .

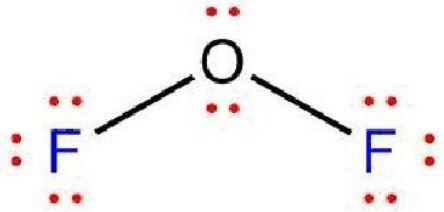
3- نرسم تركيب لويس لنستطيع تحديد الشكل الفراغي لكل جزئ كالتالي علما بأن مجموعات العناصر بالرجوع إلى الجدول الدوري كالتالي :

O =6 , F =7 , C=4 , Cl = 7 , H=1

أ- ثنائي فلوريد الأكسجين $OF_2$

من سؤال أتحقق نجد أن :

يكون تركيب لويس للجزئ كالتالي :




نلاحظ أن :

| الذرة المركزية | B.e⁻.p | Non B.e⁻.p |
|---|---|---|
| O | 2 | 2 |

فيكون شكل الجزئ منحني و مقدار الزاوية $104.5^\circ$

ب- رباعي كلورو ميثان $CCl_4$

1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_6C$ , $_{17}Cl$

$$_{17}Cl : 1S^1 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5 \quad , \quad _6C : 1S^2\ 2S^2 2P^2$$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$Cl=7$ , $C=4$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n_{(C\ atom)} + (v.e^-)_{Cl} \times n_{(Cl\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذرات C + عدد إلكترونات تكافؤ Cl × عدد ذرات Cl

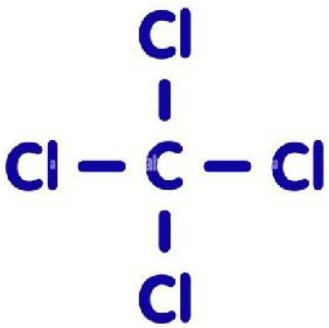
$$Total\ (v.e^-) = 4\times1 + 7\times4 = 32\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 32 /2 = 16 pairs

4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C

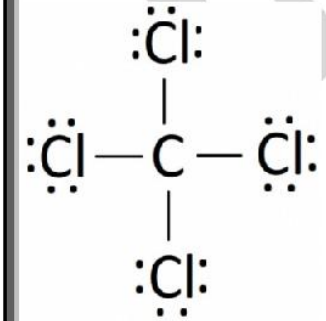
5- نوزع ذرات الكلور حولها و نرسم روابط أحادية



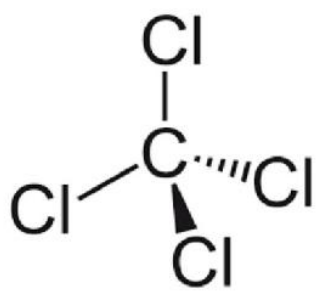
6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$Non\ B.e^-.p = v.e^-.p - B.e^-.p = 16-4=12\ pairs$$

7- نوزع أزواج الالكترونات المتبقية حول ذرات الكلور أولا نلاحظ أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيصبح توزيع لويس للجزئ كالتالي :



من جدول أشكال الجزيئات نلاحظ أن الشكل الذي يتكون من أربعة أزواج رابطة ولا يحتوي أزواج غير رابطة يسمى ب رباعي الأوجه منتظم ومقدار الزاوية $109.5°$



| الذرة المركزية | B.e⁻.p | Non B.e⁻.p |
|---|---|---|
| C | 4 | 0 |

ج- أيون الهيدرونيوم $H_3O^+$

1- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي

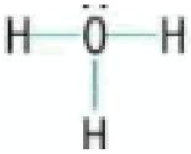
$$\text{Total } (v.e^-) = (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)} + (v.e^-)_O \times n_{(O\ atom)} \text{ -1}$$

$$\text{Total } (v.e^-) = 1\times3 + 6\times1 - 1 = 8\ e^-$$

2- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$$v.e^-.p = \text{Total } (v.e^-) / 2 \quad \Rightarrow \quad 8/2 = 4 \text{ pairs}$$

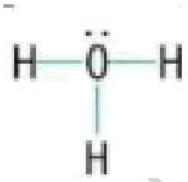
3- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي O



4- نوزع ذرات الهيدروجين حول ذرة الأكسجين ونرسم حولها روابط أحادية

5- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :

$$\text{Non B.e}^-\text{.p} = v.e^-.p - B.e^-.p = 4-3=1 \text{ pairs}$$



6- نلاحظ أن ذرة الأكسجين تحاط بثلاثة أزواج من الالكترونات رابطة و يتبقى زوج غير رابطة واحد فتكون حققت قاعدة الثمانية فيصبح توزيع لويس لها كالتالي :

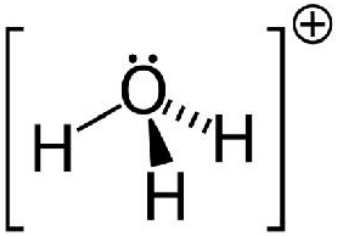
7- نحسب الشحنات الجزئية :

عدد إلكترونات التكافؤ – عدد الالكترونات المحيطة بها فقط

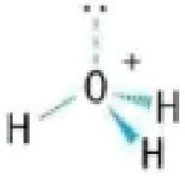
| | |
|---|---|
| O = 6-5= +1 , | H=1-1=0 |
| H=1-1=0 , | H=1-1=0 |

نلاحظ أن مجموع الشحنات = 1+ و هو يساوي شحنة الأيون

من جدول أشكال الجزيئات نلاحظ أن الشكل يحتوي



ثلاثة أزواج رابطة وزوج واحد غير رابط إذن يكون الشكل الفراغي للأيون الهيدرونيوم



هرم ثلاثي والزاوية $107^\circ$

4- أ- تحاط ذرة الكربون في جزئ الميثان $CH_4$ بأربعة أزواج من الالكترونات الرابطة فيما بينها و يكون مقدار الزاوية بين الروابط $109.5^\circ$ ، أما في جزئ الأمونيا $NH_3$ فإنه يوجد زوج من الإلكترونات غير الرابطة يتنافر مع أزواج الإلكترونات الرابطة بقوة أكبر من تنافرها فيما بينها و بذلك يقل مقدار الزاوية بين الروابط

في جزئ الماء $H_2O$ هناك زوجين غير رابطين من الإلكترونات يكون التنافر بينها وبين الأزواج الرابطة أكبر مما هو في حالة جزئ الأمونيا $NH_3$ لذا يقل مقدار الزاوية أكثر مما هو في الأمونيا .

ب- جزئ $CO_2$ شكله خطي بسبب عدم وجود أزواج إلكترونات غير رابطة فتتوزع أزواج الالكترونات على طرفي ذرة الكربون و يكون مقدار الزاوية $180^\circ$ بينما و الشكل خطي أما في جزئ الماء $H_2O$ يوجد زوجين من الإلكترونات غير الرابطة يكون مقدار التنافر بينها و بين أزواج الالكترونات الرابطة كبير فيضغط عليهما و تقل الزاوية بينهما لتصبح $104.5^\circ$ و يكون الشكل الفراغي لجزئ الماء منحني

5- $_5X$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2 2P^1}$ , $_7Y$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2 2P^3}$ , $_1\mathbf{H}$: $\mathbf{1S^1}$

المركب $YH_3$

1- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

$Y=5$ , $H=1$

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_Y \times n_{(Y\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

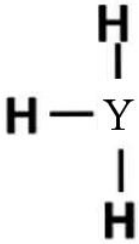
إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ Y × عدد ذرات Y + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 5\times1 + 1\times3 = 8\ e^-$$

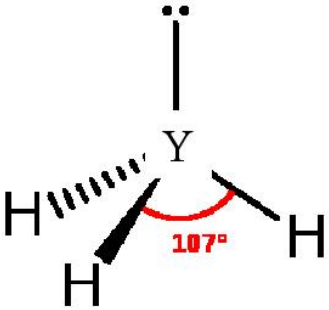
3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \Longrightarrow 8/2 = 4\ pairs$$



4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Y

5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية و يتبقى زوج واحد




غير رابط يوضع فوق الذرة المركزية Y

6- من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على ثلاثة أزواج رابطة وزوج واحد غير رابط يسمى ب هرم ثلاثي و قيمة الزاوية $107^\circ$

المركب $XH_3$

1- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

X=3 , H= 1

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_X \times n_{(X\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

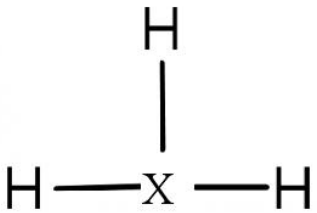
إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ X × عدد ذرات X + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 3\times1 + 1\times3 = 6\ e^-$$

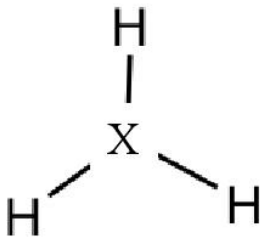
3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ $(v.e^-.p)$ بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 6 /2 = 3 pairs




4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي X

5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية و يتبقى زوج واحد غير رابط يوضع فوق الذرة المركزية X




6- من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على ثلاثة أزواج رابطة و لا يوجد أزواج غير رابطة يسمى بمثلث مستو و قيمة الزاوية $120^\circ$

لم توضح نظرية فيسبر كيف تتوزع الإلكترونات في الأفلاك وفق النظرية الميكانيكية الموجية مما دعا العلماء للبحث والسعي عن نظريات تفسر كيفية تكوين الروابط وتوزيع الإلكترونات في الأفلاك عند تشكيل الروابط في الجزيئات

أهم النظريات :1- نظرية رابطة التكافؤ 2- نظرية الأفلاك الجزيئية

## تداخل أفلاك مستوى التكافؤ

وضحت هذه النظرية الكيفية التي يتم بها تكوين الرابطة بين ذرتين حيث يتداخل فلك تكافؤ أحدها مع فلك تكافؤ الأخرى في المنطقة الفراغية المحيطة بكل منهما

الكثافة الالكترونية : هي منطقة بين الذرتين المكونتين للرابطة التساهمية يتركز فيها وجود أزواج الكترونات الرابطة .

## نقاط مهمة عن نظرية رابطة التكافؤ :-

1- تتكون الرابطة التساهمية بين ذرتين من تداخل فلك تكافؤ من إحدى الذرتين مع فلك تكافؤ الذرة الأخرى .

2- يحدث التداخل بين فلكين نصف ممتلئين بالالكترونات وتكون الحركة المغزلية للإلكترونين في الفلكين المتداخلين متعاكسة قد يحدث تداخل بين فلك مملوء و فلك فارغ أحيانا

3- تعتمد قوة الرابطة على مدى التداخل بين الفلكين ( علاقة طردية تداخل أقوى قوة رابطة أعلى والعكس صحيح ) .

4- ينتج من التداخل الرأسي بين الفلكين رابطة تسمى سيغما ( $\sigma$ ) ، وينتج من التداخل الأفقي رابطة تسمى باي ( $\pi$ ) .

رابطة سيغما ( $\sigma$ ) :- رابطة تساهمية تنتج من تداخل أفلاك ( P ) رأسيا (P-P)، أو تداخل أفلاك ( S ) رأسيا ( S-S )، أو تداخل أفلاك ( P ) مع أفلاك ( S ) (S-P ).

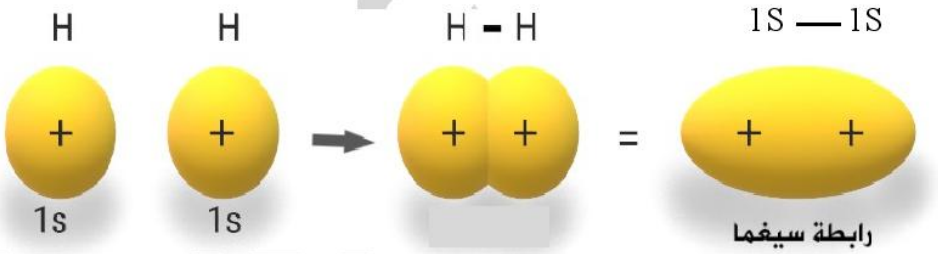
رابطة باي ( $\pi$ ) :- رابطة تساهمية تنتج من تداخل أفلاك ( P ) جانبيا أي تنشأ من تداخل جانبي بين فلكي ( P ) (P-P) حيث تشكل منطقة تداخل الفلكين أكبر احتمال لوجود زوج الالكترونات فيها

5- تكون الكثافة الالكترونية في رابطة سيغما على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين ، بينما تكون الكثافة الالكترونية في رابطة باي على جانبي المحور الواصل بين الذرتين .

الرابطة في جزئ $H_2$ ، $H : 1S^1$ :-

تداخل فلكي S لذرتي الهيدروجين في جزئ $H_2$

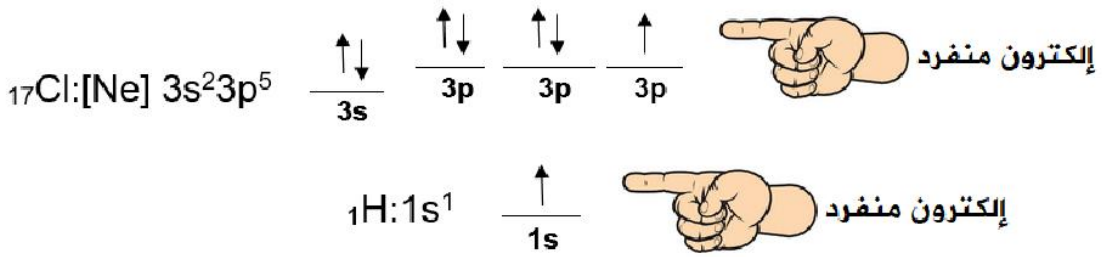
من الشكل الكترونات الرابطة تتركز بين نواتي الذرتين حيث تزداد الكثافة الالكترونية في منطقة التداخل على امتداد المحور الواصل بين النواتين .



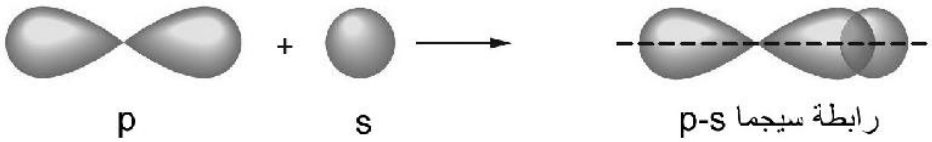

تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون منفرد و عند اقتراب فلكين نصف ممتلئين من نوع 1S من ذرتين هيدروجين تتشكل رابطة تساهمية أحادية

الرابطة في جزئ HCl ، $H : 1S^1$ ، $Cl : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^5$ :-

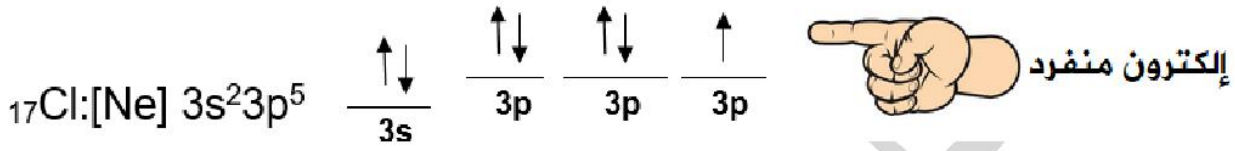
يتداخل الفلك 3P في مستوى التكافؤ 1S عند الكلور مع الفلك في مستوى التكافؤ لذرة الهيدروجين على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين .

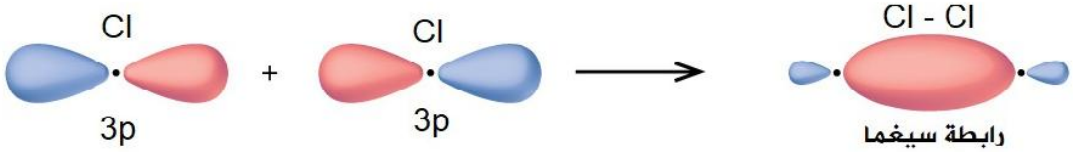


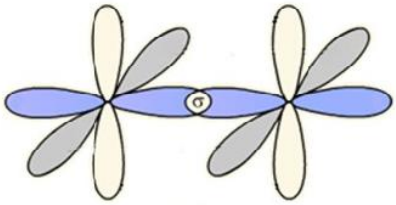
ينجذب الإلكترونان في منطقة التداخل نحو نواتي الذرتين في الوقت نفسه فتنجذب الذرتان نحو منطقة التداخل وتتكون الرابطة التساهمية



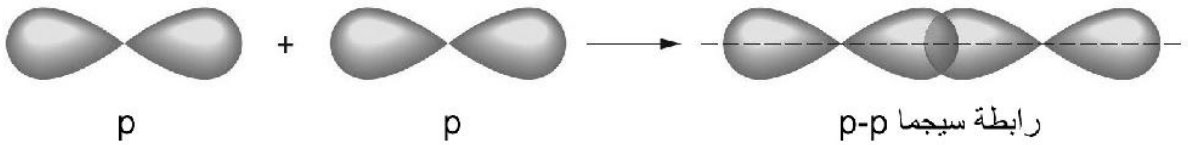

الرابطة في جزئ $Cl_2$ : يتداخل أحد أفلاك P من ذرة مع أحد أفلاك P من ذرة أخرى



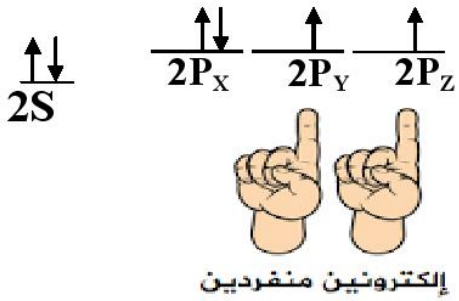




تحتوي كل ذرة كلور على إلكترون منفرد و عند تداخل فلكيين ذريين نصف ممتلئين من النوع 3P من ذرتي الكلور تتشكل رابطة تساهمية أحادية من نوع سيغما ( $\sigma$ ) وفي الشكل تداخل فلكا P المتقابلان تداخلا رأسيا وتزداد الكثافة الالكترونية في منطقة التداخل على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين



تداخل أفلاك P لذرتي الأكسجين في جزئ $O_2$ :

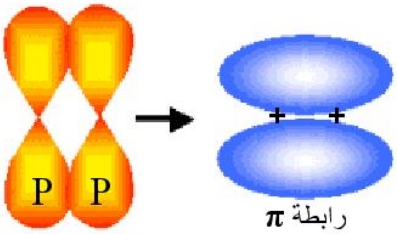
$_{8}O : [He]\ 2S^2 2P^4$

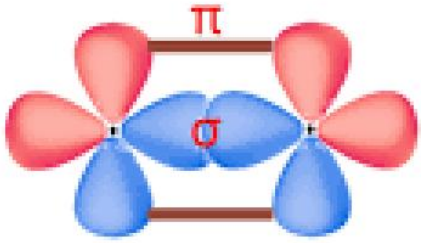




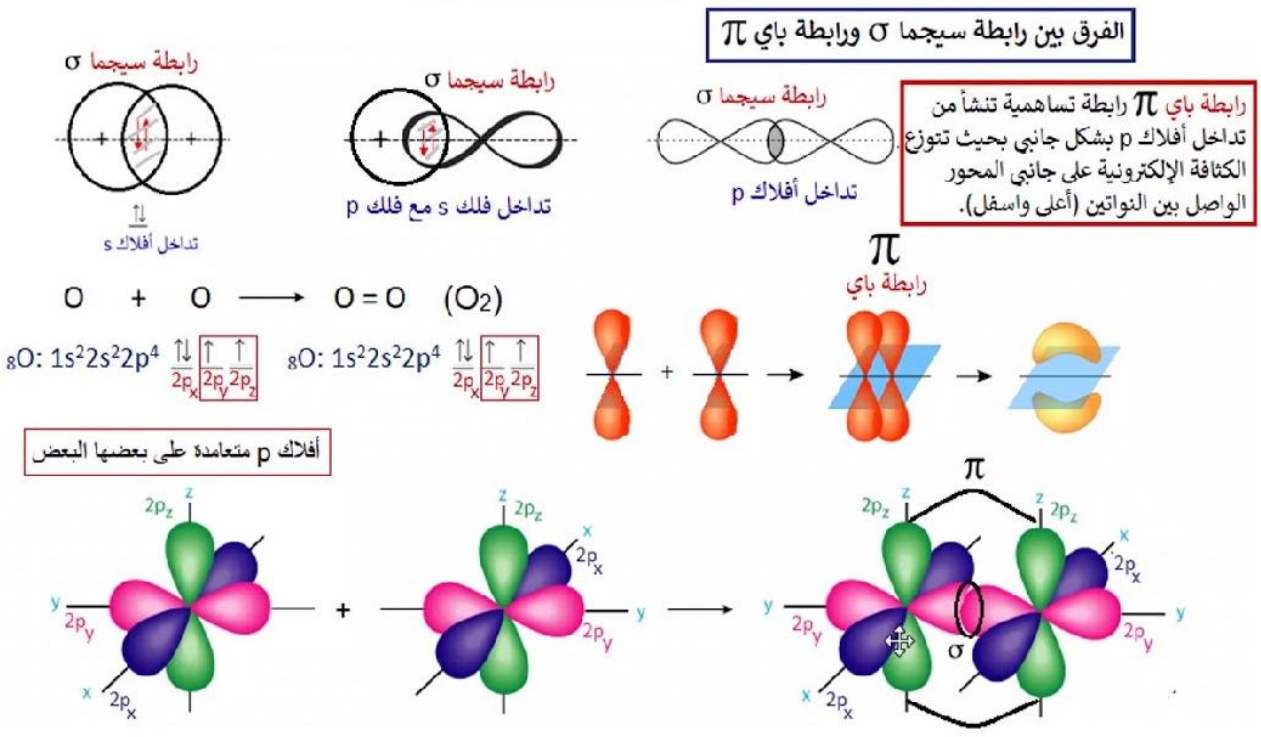

إلكترونين منفردين

في التوزيع الالكتروني لذرة الأكسجين نلاحظ وجود إلكترونين منفردين في فلكين من أفلاك 2P ونفس التوزيع في الذرة الأخرى وعند حدوث التداخل يشكل فلكا P المتقابلان على نفس المحور رابطة تسمى رابطة سيغما $\sigma$ محققة أكبر تداخل أما الفلكان الآخران فلا يمكن أن يرتبطا إلا بشكل جانبي فتتكون رابطة جديدة تسمى رابطة باي $\pi$ وفي هذه الحالة تتوزع الكثافة الالكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرتين مما يجعل الترابط أقوى وتكون رابطة ثنائية ورابطة باي $\pi$ لاتوجد مستقلة انما مرافقة للرابطة سيجما $\sigma$ فالرابطة الثنائية تشمل رابطة $\sigma$ ورابطة $\pi$ والرابطة الثلاثية تشمل رابطة $\sigma$ ورابطتي $\pi$ .



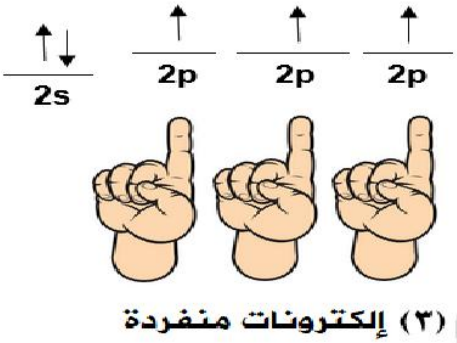

## نظرية رابطة التكافؤ

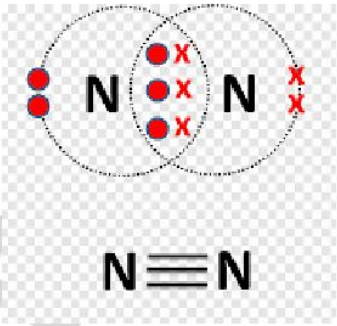


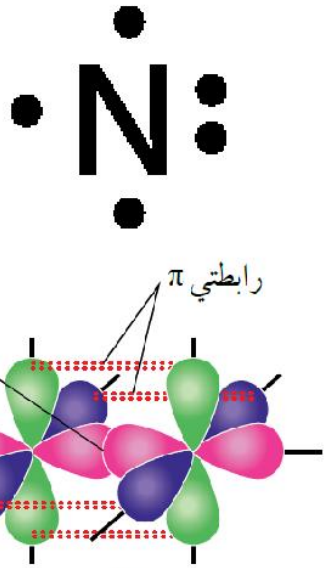
الروابط في جزئ $N_2$ :-

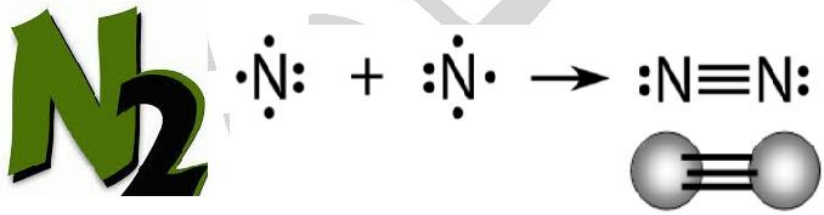
تكون ذرة النيتروجين ثلاثة روابط واحدة من نوع $\sigma$ و رابطتان من نوع $\pi$ و الأفلاك من نوع P-P .

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$




أتحقق ص 26 :- جزئ النيتروجين يحتوي رابطة من نوع $\sigma$ و رابطتين من نوع $\pi$

جزئ الأكسجين :- 1 رابطة من نوع $\sigma$ و رابطة واحدة $\pi$

هناك علاقة مختصرة لحساب عدد روابط $\sigma$ في أي جزئ وهي :

عدد ذرات الجزئ - 1

## التهجين والأفلاك المهجنة

بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبها مع حقائق النظريات التي وضعها العلماء كمقدار الزاوية بين الروابط أو عدد الروابط التي يمكن للذرة أن تكونها

التهجين :- هو اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة تسمى الأفلاك المهجنة

الأفلاك المهجنة :

أفلاك جديدة تنتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها تختلف عنها في الشكل و الطاقة وتشارك في تكوين الروابط

يعتمد شكل التهجين على **عدد ونوع وحجم** الأفلاك المهجنة

أنواع التهجين :- 1- التهجين من نوع SP

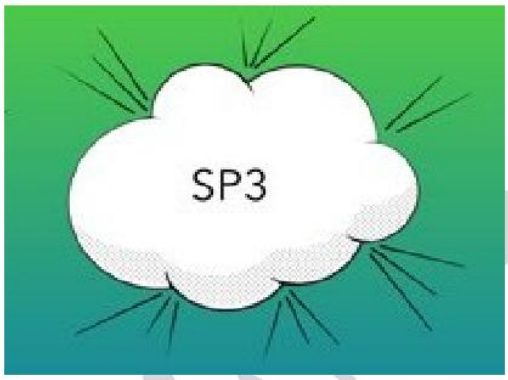
2- التهجين من نوع $SP^2$

3- التهجين من نوع $SP^3$

مبررات حدوث التهجين :-

1- عدم مطابقة عدد الروابط التي تكونها الذرة مع عدد الالكترونات المنفردة فيها .

2- اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ عما هو متوقع من الزاوية بين أفلاك الذرة المركزية المشتركة في تكوين الروابط .




أولا :- التهجين من نوع $SP^3$ :-

1- يختلط فلك من النوع S من الذرة المركزية مع ثلاث أفلاك من النوع P من الذرة نفسها

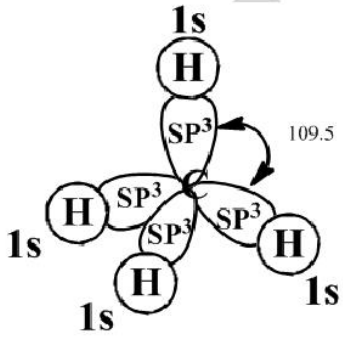
2- يتكون أربعة أفلاك مهجنة من النوع SP3

3- تتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ

4- يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن

5- الشكل الفراغي لها رباعي الأوجه منتظم

6- قيمة الزاوية $109.5^\circ$

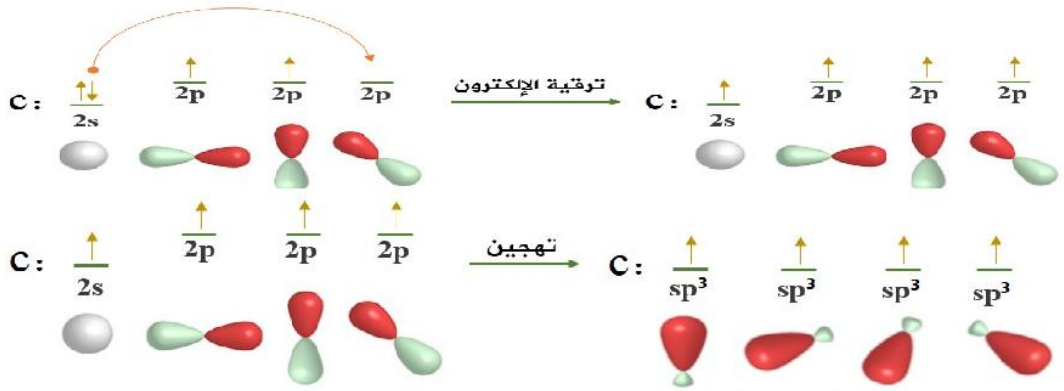



التهجين في جزئ الميثان $CH_4$ :-

ذرة الكربون C تحتوي على إلكترونين منفردين لذلك تميل إلى الارتباط مع ذرتي هيدروجين فقط حتى ترتبط ذرة الكربون مع أربع ذرات هيدروجين يجب أن يكون لديها أربعة الكترونات منفردة حتى تستطيع الارتباط و يحدث تهجين

لماذا حدث تهجين في جزئ الميثان ؟

لتفسير عدد الروابط التي تشكلها ذرة الكربون و مقدار الزاوية $109.5^\circ$




أفكر ص 28 :-

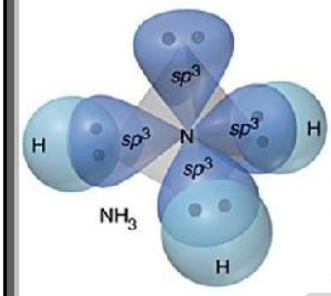
السيليكون Si مع الكربون في نفس المجموعة الرابعة لذا له نفس نوع التهجين والشكل الفراغي من نوع $SP^3$ .

جزئ الأمونيا $NH_3$ : -

حسب الأزواج الرابطة فقط شكل هرم ثلاثي منتظم والتهجين من نوع $SP^3$ .

عدد الأزواج الرابطة =3 عدد الأزواج غير الرابطة = 1

مقدار الزاوية $107^\circ$




لماذا حدث تهجين في جزئ الأمونيا ؟

لتفسير مقدار الزاوية حيث أن وجود زوج الالكترونات غير الرابط يزيد التنافر و يؤدي إلى ضغط على الأزواج الرابطة فتقل الزاوية من $109.5^\circ$ إلى $107^\circ$

كلما زاد عدد الأزواج غير الرابطة يزداد التنافر ويظهر الشكل النهائي بوجود جميع الأزواج الرابطة وغير الرابطة هرم رباعي الأوجه منتظم .

الفلك المهجن يتكون من فصين أحدهما كبير نسبيا تتركز فيه السحابة الإلكترونية والأخر صغير يهمل أثناء الرسم

جزئ الماء $H_2O$ :-

حسب الأزواج الرابطة فقط شكل منحني والتهجين من نوع $SP^3$

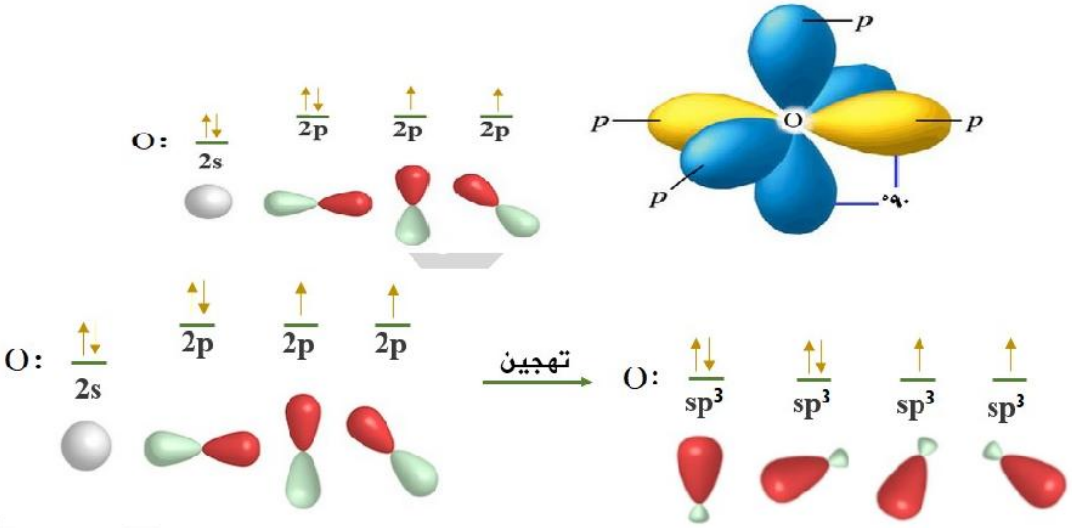
عدد الأزواج الرابطة = 2 عدد الازواج غير الرابطة = 2 مقدار الزاوية $104.5^\circ$

الشكل حسب عدد الأزواج الرابطة وغير الرابطة = هرم رباعي الأوجه منتظم

الشكل الفراغي حسب عدد الأزواج الرابطة فقط = منحني

لماذا حدث تهجين في جزئ الماء ؟

لتفسير مقدار الزاوية حيث أن وجود زوج الالكترونات غير الرابط يزيد التنافر و يؤدي إلى ضغط على الأزواج الرابطة فتقل الزاوية من $109.5^\circ$ الى $104.5^\circ$.




لماذا يختلف مقدار الزاوية في جزئ الماء عنه في جزئ الأمونيا ؟

بسبب وجود زوج من الالكترونات غير الرابطة في جزئ الأمونيا و زوجين غير رابطات في جزئ الماء وهذه الأزواج تخضع لجذب نواة الذرة المركزية و يحدث تنافر بينها وبين أزواج الكترونات الروابط مما يسبب اختلاف في مقدار الزاوية مع إن التهجين في كلا الحالتين $SP^3$ .

أفكر ص 29 :-

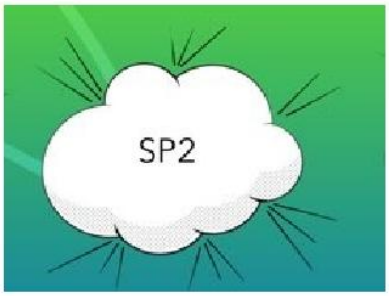
الفسفور( P ) مع النيتروجين ( N ) في نفس المجموعة الخامسة لذا له نفس نوع التهجين والشكل الفراغي لذا التهجين من نوع ( $SP^3$ ) في الجزئ $PCl_3$ .

أتحقق ص 29 :-

| الجزئ | $NF_3$ | $OF_2$ |
|---|---|---|
| التهجين | $SP^3$ | $SP^3$ |
| الشكل الفراغي | هرم ثلاثي | منحني |

أيضا يمكن تحديد نوع التهجين من مجموع أزواج الالكترونات ( الرابطة وغير الرابطة )

إذا كان 4 أزواج ف التهجين من نوع $SP^3$




ثانيا : التهجين من نوع $SP^2$ :-

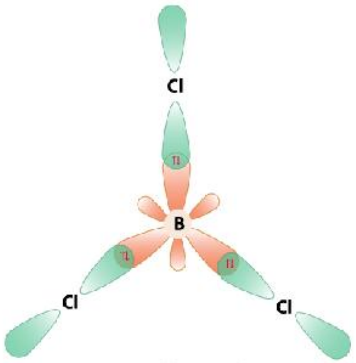
1- يختلط فلك من النوع S من الذرة المركزية مع فلكين من النوع P من الذرة نفسها

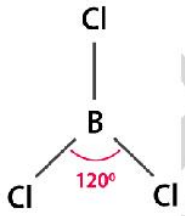
2- يتكون من ثلاثة أفلاك مهجنة من النوع $SP^2$

3- تتجه الأفلاك المهجنة في الفراغ بحيث يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن

4- الشكل الفراغي لها مثلث متساوي الأضلاع

5- قيمة الزاوية تبلغ $120^\circ$



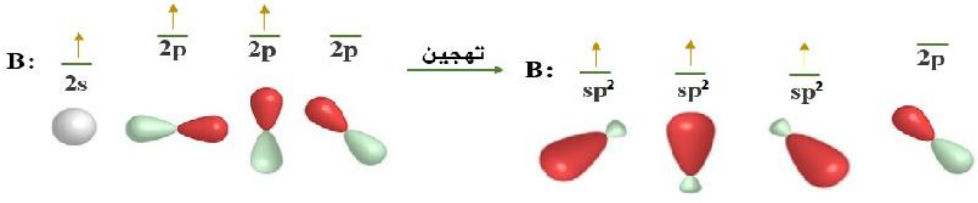




مثال :-

جزئ كلوريد البورون $BCl_3$

ذرة البورون تحتوي على إلكترون منفرد لذلك تميل للارتباط مع ذرة كلور واحدة و حتى ترتبط ذرة البورون مع ثلاث ذرات كلور يجب أن يكون لديها ثلاثة الكترونات منفردة حتى تستطيع الارتباط يحدث التهجين

يتم نقل إلكترون من الفلك 2S إلى الفلك 2P ثم يندمج فلك 2S مع فلكي 2P و يتكون ثلاثة أفلاك هجينة من نوع $SP^2$ و الشكل الفراغي لها مثلث متساوي الأضلاع ومقدار الزاوية يبلغ $120^\circ$ لها نفس الشكل والحجم والطاقة .



الشكل الهندسي الفراغي : مثلث مستو  عدد الأزواج الرابطة : 3 و الغير رابطة = صفر

أمثلة أخرى :- $BF_3$ / $BH_3$

في جزئ $BH_3$ يوجد ثلاثة مجموعات من أزواج الالكترونات ( رابطة وغير رابطة ) لذا يكون التهجين من نوع $SP^2$

* ما الأفلاك المتداخلة في تكوين الرابطة B- Cl ؟

$SP^2$-P

* ما مبررات افتراض حدوث التهجين في جزئ $BCl_3$ ؟

لتفسير عدد الروابط

## ثالثا : التهجين من نوع SP :-

1- يختلط فلك من النوع من الذرة المركزية مع الفلك من النوع من الذرة نفسها

2- يتكون فلكين مهجنين من النوع SP

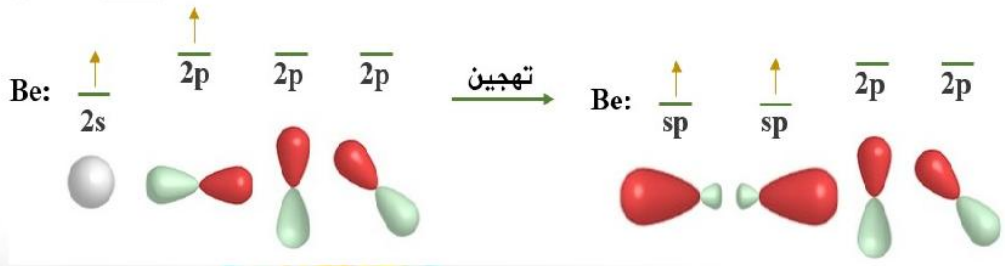
3- يتجه الفلكين المهجنين في الفراغ

4- يكون التنافر بين الكتروناتها أقل ما يمكن

5- الشكل الفراغي لها خطي

6- قيمة الزاوية $180^\circ$

مثال :- جزئ كلوريد البريليوم $BeCl_2$

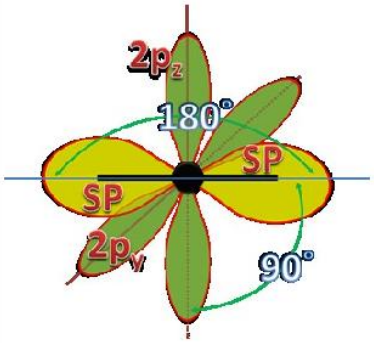


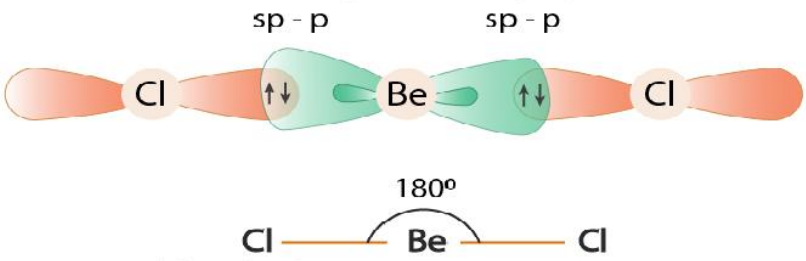
وينتج هذا التهجين من دمج فلك 1من S+ فلك 1منP ليتكون فلكين جديدين متماثلين من نوع SP عدد الأفلاك المهجنة =2

اسم الشكل الفراغي الخاص فيه : خطي مستقيم / سبب استخدام التهجين SP لتفسير عدد الروابط

مقدار الزاوية : $180^\circ$ عدد الأزواج الرابطة = 2 عدد الأزواج غير الرابطة = صفر

عند تكوين الرابطة في جزئ $BeCl_2$ فان زوجي الكترونات الرابطة يتوزعان حول ذرة البريليوم Be في اتجاهين متعاكسين على خط واحد بحيث يكون التنافر أقل ما يمكن وعليه تكون الزاوية $180^\circ$ والشكل الفراغي له يكون خطيا







أتحقق ص 30 :-

في الجزئ $BH_3$ تستخدم الذرة المركزية (B) أفلاك من نوع $SP^2$ ، بينما في الجزئ $BeCl_2$ فتستخدم الذرة المركزية (Be ) أفلاك من نوع SP

## قطبية الجزيئات

يطلق على زوج الإلكترونات الذي تتشارك به ذرتي الرابطة التساهمية ب ( زوج الإلكترونات الرابطة )

من صفات هذه الرابطة (القطبية ) وهذا يعني أن مقدار الفرق في الكهرسلبية ≠ صفر ، وقطبية الرابطة ليست شرطا لقطبية الجزئ .

تنشأ قطبية الجزئ بسبب عدم الانتظام في توزيع الكثافة الالكترونية فيه و يوصف الجزئ بأنه قطبي

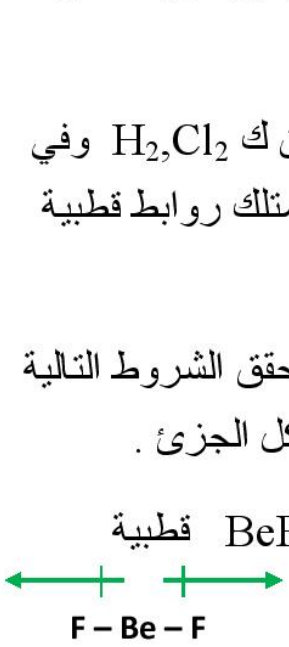
العزم القطبي :- المقياس الكمي لمدى توزع الشحنات في الجزئ و يعتمد على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفئ الجزئ ويقاس بوحدة الديباي (D)

تعتمد قطبية الرابطة على الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين المكونتين للرابطة فتزداد بزيادة فرق السالبية الكهربائية

1- قطبية الجزيئات ثنائية الذرات :- رابطة تنشأ بين ذرتين اما متشابهتين ك $H_2, Cl_2$ وفي هذه الحالة الجزيئات غير قطبية و ذرتين مختلفتين مثل HF , HBr تمتلك روابط قطبية وهذا يكفي الجزي ليكون قطبيا

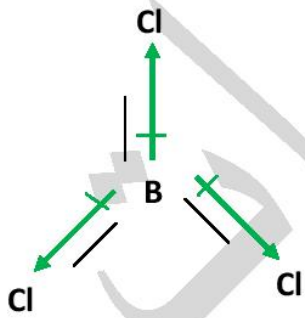
2- قطبية الجزيئات عديدة الذرات :- حتى يكون الجزئ قطبيا يجب أن يحقق الشروط التالية
* قطبية الرابطة * محصلة اتجاه عزم القطب ≠ صفر * شكل الجزئ .

فقطبية الرابطة ليست شرطا لقطبية الجزئ حيث أن الرابطة في جزئ $BeF_2$ قطبية بينما الجزئ غير قطبي لان محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب = صفر .

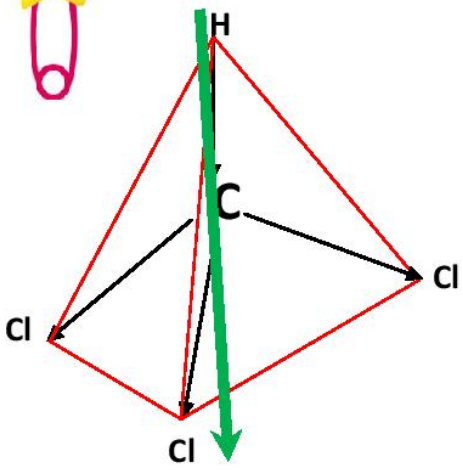


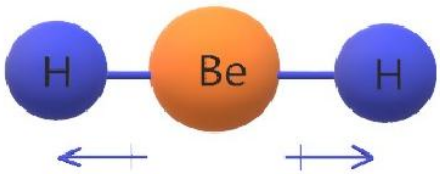

جزي الماء $H_2O$ ذو شكل منحني ، فان محصلة ثنائيات الأقطاب للروابط فيه ≠ صفر لذا يعد الماء جزيئا قطبيا .

في جزئ $BCl_3$ نلاحظ أن محصلة ثنائيات الأقطاب للروابط فيه = صفر لذا فان جزي $BCl_3$ غير قطبي .



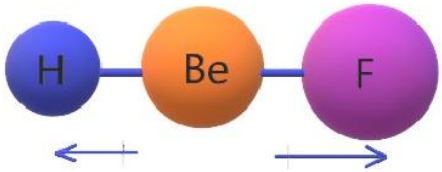
ايضا في جزئ $CF_4$ يكون الجزئ غير قطبي لأن محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط = صفر بينما جزئ الكلوروفورم يعد $CHCl_3$ قطبيا لأن محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب لاتساوي صفرا





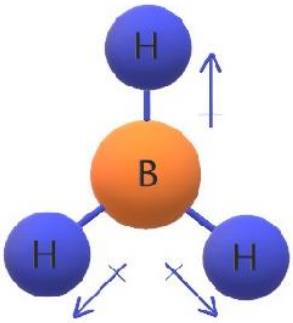

* متى تكون الجزيئات الخطية غير قطبية ؟

عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط تساوي صفرا حيث الروابط متساوية في القطبية ومتعاكسة في الاتجاه مثل $BeH_2$




* متى تكون الجزيئات الخطية قطبية ؟

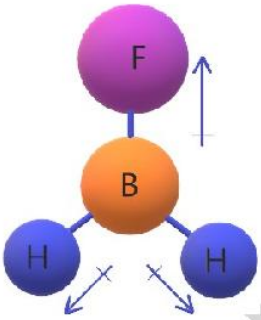
عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط لا تساوي صفرا حيث الروابط غير متساوية في القطبية مثل BeHF




متى تكون الجزيئات ذات الشكل المثلث المستوغير قطبية ؟

عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط تساوي صفرا حيث الروابط متساوية في القطبية مثل $BH_3$

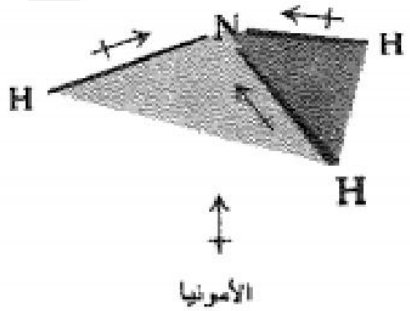
متى تكون الجزيئات ذات الشكل المثلث المستو قطبية ؟



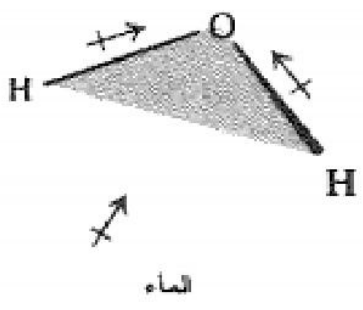

عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط لا تساوي صفرا حيث الروابط غير متساوية في القطبية مثل $BH_2F$

فسري الجزيئات ذات الشكل المنحني أو الهرم الثلاثي دائما قطبية ؟

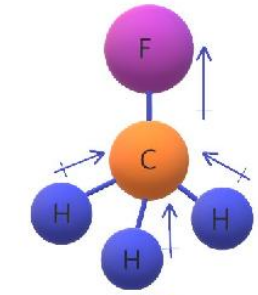
بسبب وجود أزواج من الالكترونات غير الرابطة في الذرة المركزية و التي تجعل محصلة قطبية الروابط لاتساوي صفر مثل الأمونيا $NH_3$ والماء $H_2O$




الأمونيا

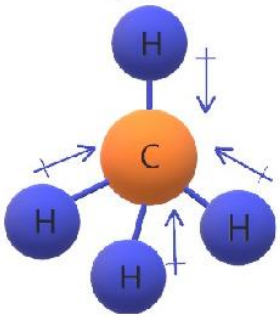



الماء




* متى تكون الجزئيات ذات الشكل الرباعي الأوجه المنتظم قطبية ؟

عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط لا تساوي الصفر حيث الروابط غير متساوية في القطبية مثل $CH_3F$ و $CH_3Cl$




* متى تكون الجزئيات ذات الشكل الرباعي الأوجه المنتظم غير قطبية؟

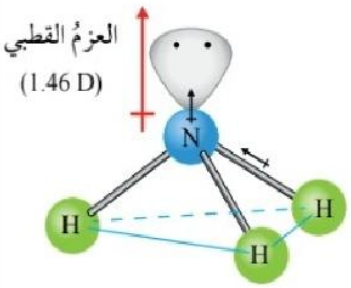
عندما تكون محصلة عزوم ثنائيات الأقطاب للروابط تساوي الصفر حيث الروابط متساوية في القطبية مثل $CH_4$

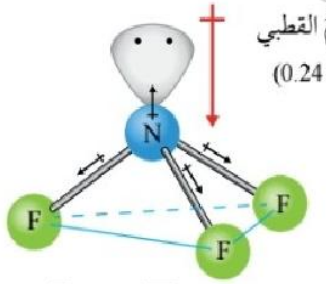
<u>أتحقق ص 32 :-</u>

الجزيئات التي لها عزم قطبي هي :- $NH_3$ , $BeFCl$ , $CH_3Cl$

<u>أتحقق ص 33 :-</u>

العزم القطبي للجزئ $NH_3$ أكبر من العزم القطبي للجزئ $NF_3$




<u>الحل :-</u>

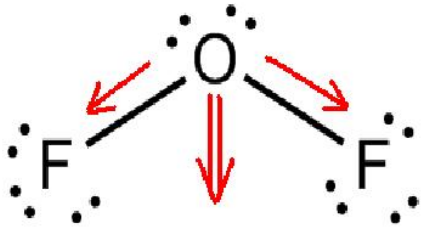
لان اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ $NH_3$ باتجاه العزم القطبي لزوج الالكترونات غير الرابط مما يزيد من قطبية الجزئ و عزمه القطبي

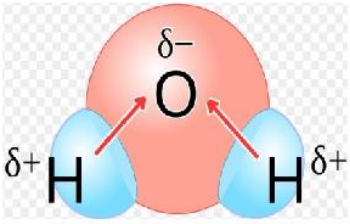
بينما اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ $NF_3$ بعكس اتجاه العزم القطبي لزوج الإلكترونات غير الرابط مما يقلل من العزم الطبي للجزئ

<u>فسري : العزم القطبي ل $H_2O$ أكبر من $OF_2$</u>

لان اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ $H_2O$ باتجاه العزم القطبي لزوج الالكترونات غير الرابط مما يزيد من قطبية الجزئ و عزمه القطبي

بينما اتجاه محصلة قطبية الروابط في الجزئ $OF_2$ بعكس اتجاه العزم القطبي لزوج الإلكترونات غير الرابط مما يقلل من العزم القطبي للجزئ



# مـــراجعة الـــدرس

1- * عدم مطابقة عدد الروابط التي تكونها الذرة لعدد الإلكترونات المنفردة فيها

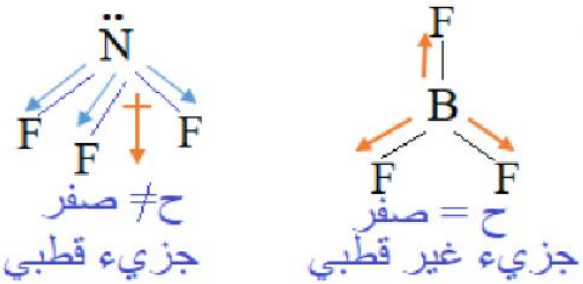
* إختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ عما هو متوقع من الزاوية بين أفلاك الذرة المركزية المشتركة في تكوين الروابط

2- التهجين :- هو اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لتنتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة تسمى الأفلاك المهجنة

العزم القطبي :- المقياس الكمي لمدى توزع الشحنات في الجزئ و يعتمد على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفئ الجزئ ويقاس بوحدة الديباي (D)

3- لان الزاوية النظرية المتوقعة بين الروابط سيكون مقدارها $90^\circ$ بسبب تعامد أفلاك P و هذا لا يوافق الزاوية الحقيقية للجزئ $104.5^\circ$ أي لتفسير اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزئ .

4- أ - في الجزئ $NF_3$ يتخذ شكل هرمي ثلاثي و تكون محصلة قطبية الروابط لا تساوي صفرا بينما الجزئ $BF_3$ يتخذ شكل مثلث مستو و تكون محصلة قطبية الروابط فيه تساوي صفرا و يكون غير قطبي فقرة ب وردت خلال الشرح




5-

$_4X$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2}$ , $_8Y$: $\mathbf{1S^2\ 2S^2 2P^4}$ , $_1\mathbf{H}$: $\mathbf{1S^1}$

المركب $YH_2$

أ- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

Y=6 , H= 1

ب- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_Y \times n_{(Y\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

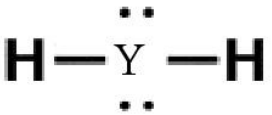
عدد إلكترونات تكافؤ Y × عدد ذرات Y + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 6\times1 + 1\times2 = 8\ e^-$$

ج- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

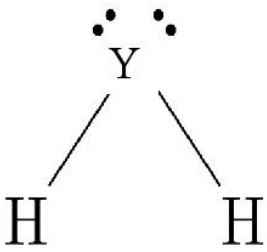
$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 8/2 = 4\ pairs$$

د- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي Y



هـ - نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية و يتبقى زوج واحد غير رابط يوضع فوق الذرة المركزية Y

و - من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على زوجين رابطين وزوجين غير رابطين يسمى ب منحني و قيمة الزاوية $104.5°$



- تهجين الذرة المركزية من جدول أشكال الجزيئات من نوع $SP^3$

- الجزئ له عزم قطبي بسبب وجود الأزواج غير الرابطة حول الذرة المركزية .

المركب $XH_2$

أ- عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

X=2 , H= 1

ب- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_X \times n_{(X\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

عدد إلكترونات تكافؤ X × عدد ذرات X + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 2\times1 + 1\times2 = 4\ e^-$$

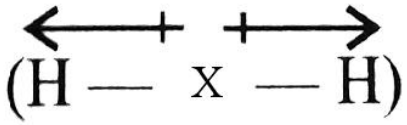
ج- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ ($v.e^-.p$) بقسمة الكترونات التكافؤ $v.e^-$ على 2

$$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2 \longrightarrow 4/2 = 2\ pairs$$

د- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي X

هـ - نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية حو الذرة المركزية X

H:X:H



و- من جدول أشكال الجزيئات فإن الشكل الذي يحتوي على زوجين رابطين ولا يوجد أزواج غير رابطة يسمى بشكل خطي و قيمة الزاوية $180^\circ$

- تهجين الذرة المركزية من جدول أشكال الجزيئات من نوع SP

- والجزئ غير قطبي لان محصلة العزم القطبي تساوي صفر

د- سبب استخدام الذرة X للأفلاك المهجنة لأنها لا تمتلك الكترونات منفردة وتمكنت من تكوين رابطتين ما يشير إلى حدوث اندماج الأفلاك الذرية فيها و تكوين أفلاك مهجنة تمتلك إلكترونين كمفردين و بذلك يمكنها من تكوين رابطتين أحاديتين مع ذرتي الهيدروجين .

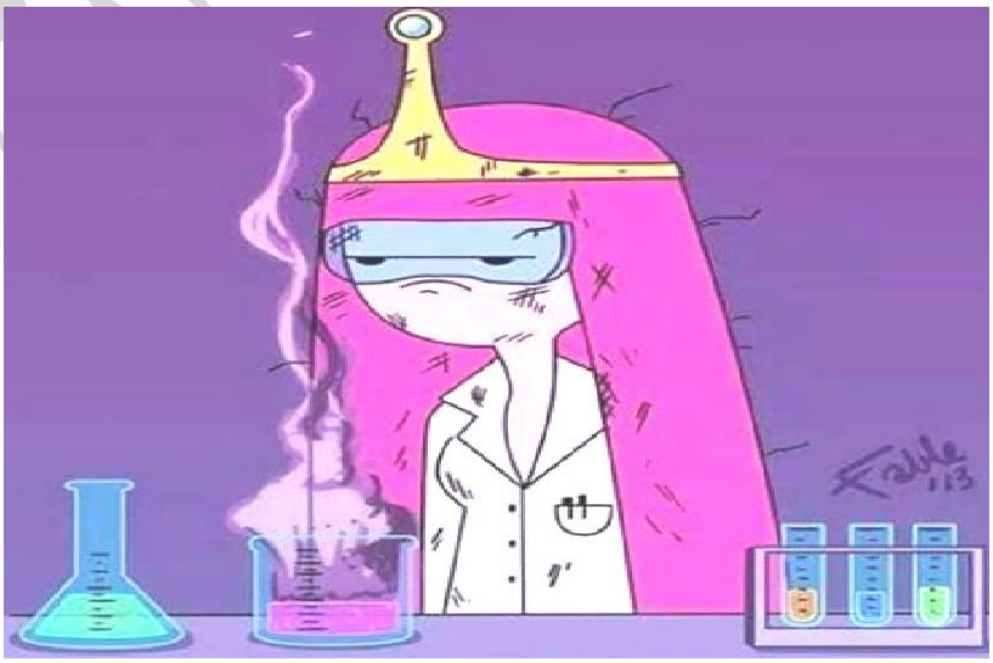
6- أ- شكل الجزئ خطي فالتهجين فيه من نوع SP

ب- 3 روابط من نوع سيجما $\sigma$ و رابطتين من نوع باي $\pi$

ج- في الرابطة الأحادية $\overline{C—H}$ التهجين فيها من نوع SP-S

في الرابطة $\overline{C\equiv C}$ الثلاثية التهجين فيها من نوع SP-SP

7- تصميم استقصاء : يترك للطالب



قوى التجاذب تعد المسؤولة عن الكثير من خصائص المادة حيث تنشأ بين جسيمات المادة المتجاورة ( جزيئات أو ذرات أو أيونات ) قوى تجاذب و تكون هذه القوى ضعيفة جدا بين جزيئات الغاز و في المواد السائلة تكون قوى التجاذب بين جسيماتها قوية بما يكفي لتبقى متماسكة مع بعضها أما المواد الصلبة فتكون قوى التجاذب بين جسيماتها أكثر قوة من المواد السائلة

**القوى بين الجزيئات :-** قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها تختلف بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات

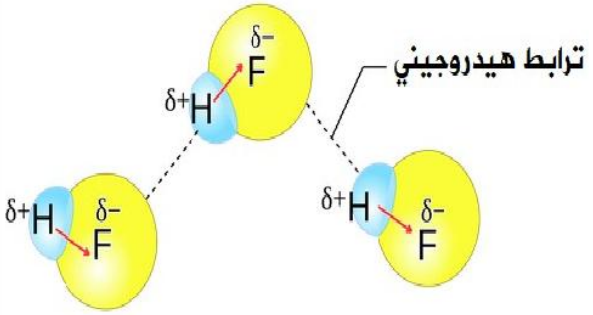
تختلف القوى بين الجزيئات عن القوى بين الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات فهي أضعف منها بكثير

## أنواع الروابط بين الجزيئات :- 1- روابط هيدروجينية

2- قوى ثنائية القطب

3- قوى لندن

## أولا :- الروابط الهيدروجينية :-




هي قوى تجاذب قوية نسبيا تنشأ بين الجزيئات القطبية التي تحوي ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة تساهمية مع إحدى الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية مثل ( N,O,F )

* ما أثر الرابطة الهيدروجينية على خصائص المركبات ؟

تسبب ارتفاع درجات غليانها

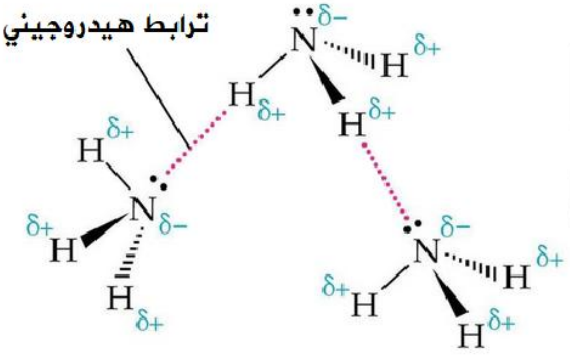
* ما أثر زيادة عدد الروابط الهيدروجينية في الجزيئات ؟

كلما زادت عدد الروابط الهيدروجينية زادت قوى التجاذب بين الجزيئات مما يؤدي إلى ازدياد درجات غليان الجزئ

* ماذا يحدث في الرابطة الهيدروجينية ؟

ما يحدث أن الكثافة الالكترونية للرابطة التساهمية تنزاح بشدة نحو الذرة الأعلى سالبية كهربائية مما يكسب هذه الذرات شحنة سالبة جزئية ($-\delta$) ، وذرة الهيدروجين شحنة موجبـــة جزئية ($+\delta$) وتكون قطبية الرابطة بينهما عالية فتنشأ رابطة ذات استقطاب كبير ( الرابطة الهيدروجينية ) وتكون المحصلة الكلية للعزم القطبي للجزئ عالية جدا .

تؤثر الرابطة الهيدروجينية بشكل ملحوظ في الخصائص الفيزيائية للمركبات حيث ترتفع درجات غليانها وانصهارها بشكل ملحوظ .

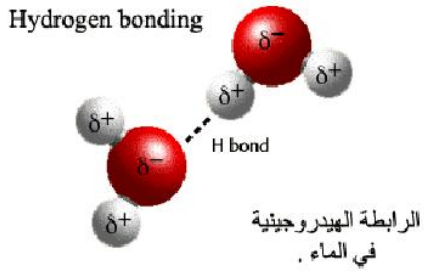



يمثل الشكل الترابط الهيدروجيني في الأمونيا حيث تنشأ رابطة تساهمية عند اقتراب جزيئات الامونيا من بعضها فإن ذرة الهيدروجين في الجزئ الأول تنجذب نحو زوج الإلكترونات غير الرابطة لذرة النيتروجين من الجزئ الثاني وتنشأ رابطة هيدروجينية

خطأ شائع :- إن استخدام مصطلح الرابطة الهيدروجينية مرتبط بعنصر الهيدروجين لذا يفكر الطلبة انها نوع من أنواع الروابط الكيميائية وفي الحقيقة فانها لاتمثل رابطة تساهمية بل تتضمن تجاذبا بين الجزيئات القطبية التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة باحدى الذرات (نيتروجين أو اوكسجين أو فلور ) ، أما الرابطة التساهمية فهي أقوى بعشرات المرات تقريبا .

تبلغ قوة الرابطة الهيدروجينية حوالي 10 % من الرابطة التساهمية .

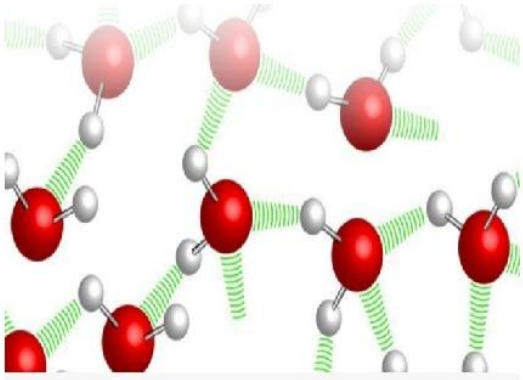
يمكن التعبير عن الرابطة الهيدروجينية بخط منقط كما في الشكل لتمييزها عن الرابطة التساهمية .



الرابطة الهيدروجينية في الماء .

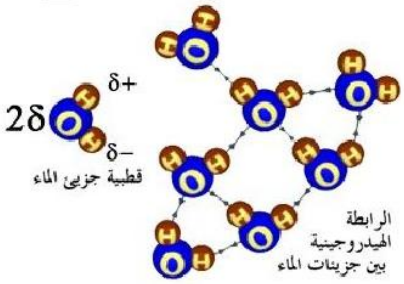
## في جزئ الماء :-

كل ذرة هيدروجين تتوسط ذرتي أكسجين في جزيئين متجاورين من جزيئات الماء ، وتحاط برابطتين احداهما تساهمية والاخرى هيدروجينية وهذا يدعى بالجسر الهيدروجيني حيث تتخذ جزيئات الماء ترتيبا شبكيا وتكون أربع روابط هيدروجينية .



تعد طاقة الرابطة مقياس لقوة الرابطة الهيدروجينية و تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على قطبية الرابطة التساهمية

يمثل الجدول طاقة الرابطة الهيدروجينية لبعض الجزيئات




| المادّة | الرابطة الهيدروجينيّة | طاقة الرابطة (kJ\mole) |
|---|---|---|
| فلوريد الهيدروجين (HF) | F – H.....F | 155 |
| الماء ($H_2O$) | O – H.....O | 21 |
| الأمونيا ($NH_3$) | N – H....N | 13 |

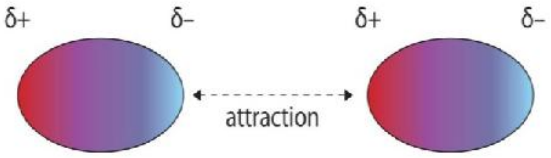
* يمكن أن تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات المختلفة مثلا بين الماء والميثانول

أفكر ص 38 :-

لان جزئ الماء $H_2O$ يمتلك ذرتي هيدروجين مرتبطتين مع ذرة الاكسجين لذا فان عدد الروابط الهيدروجينية التي يكونها جزئ الماء أكبر من عدد الروابط التي يكونها جزي فلوريد الهيدروجين HF الذي يمتلك ذرة هيدروجين واحدة أيضا في جزيئات الماء يوجد زوجان من الإلكترونات غير الرابطة حول ذرة الأكسجين في الجزئ مع ذرتي الهيدروجين يمكن لكل منها تكوين روابط هيدروجينية مع جزيئات ماء مجاورة .

أتحقق 38 :- $CH_3NH_2$ , $CH_3OH$

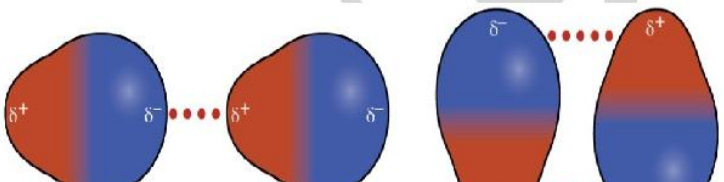
## ثانيـــا :- القوى ثنائية القطب :-

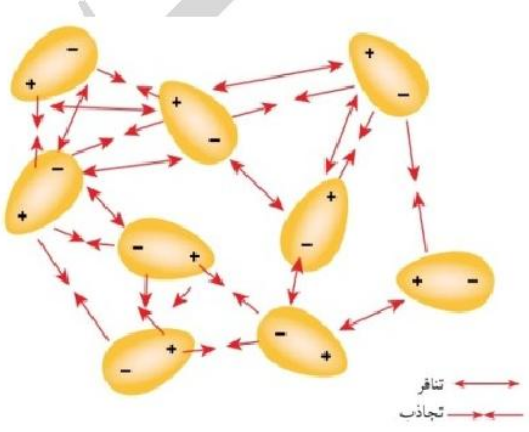



هي قوى تجاذب ضعيفة نسبيا تربط جزيئات المادة القطبية نتيجة لوجود محصلة لاستقطاب الروابط

ثنائية القطب :- قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات

ينشأ الجزئ القطبي عندما يكون توزيع الكثافة الالكترونية غير متجانس في جميع أجزائه ،وذلك نتيجة أن الكثافة الالكترونية على أحد طرفي الجزئ أعلى منها على الطرف الآخر وعليه فان هذا الطرف يحمل شحنة جزئية سالبة ($-\delta$) و بالمقابل فان الكثافة الالكترونية تقل على الطرف الآخر ، وبالتالي يحمل شحنة جزئية موجبة ($+\delta$) لذا تسمى هذه الجزيئات بثنائية القطب





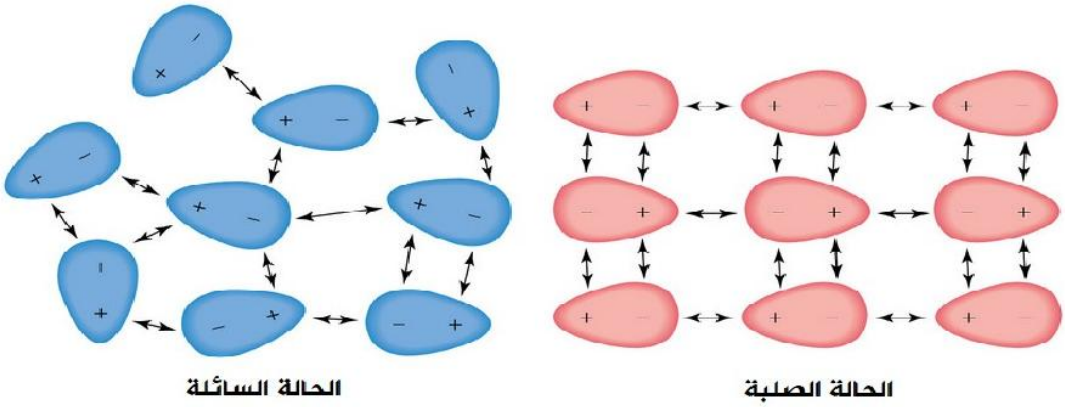

وتترتب بطريقة ما بحيث تكون الفرصة للتجاذب أكبر ما يمكن ويظهر هذا الترتيب للجزيئات ثنائية القطب بشكل واضح في الحالة الصلبة بحيث تكون المسافات بين الجزيئات قليلة نسبيا و تعتمد قوى التجاذب ثنائية القطب على :-

1- مقدار الشحنة الجزيئية ( طردية )  2- المسافة بين الجزيئات ( عكسية) .

* قوى ثنائية القطب تنشأ بين الجزيئات القطبية و يزداد تأثيرها بزيادة العزم القطبي

فسري :- يظهر أثر قوى ثنائية القطب واضحا في الحالة الصلبة مقارنة بالحالة السائلة و الغازية للمادة ؟

بسبب نقصان المسافات البينية بين الجزيئات




أثر قوى تجاذب ثنائية القطب في الخصائص الفيزيائية للجزيئات :-

1- ارتفاع درجة غليانها

2- زيادة قوى التجاذب بين الجزيئات

فسري :- درجات غليان الجزيئات القطبية أعلى من الجزيئات غير القطبية .

لأنها تحتاج إلى كمية أكبر من الطاقة للتغلب على قوى التجاذب بين هذه الجزيئات وتحطيمها

درجة غليان المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية أعلى منها للمواد التي ترتبط جزيئاتها بقوى ثنائية القطب

| المادة | الصيغة الجزيئية | الحالة الفيزيائية | درجة الغليان(°C) | نوع القوى بين الجزيئات |
|---|---|---|---|---|
| فلوريد الهيدروجين | HF | سائل | 20 | هيدروجينيّة |
| كلوريد الهيدروجين | HCl | غاز | -85 | ثنائيّة القطب |
| الماء | $H_2O$ | سائل | 100 | هيدروجينيّة |
| كبريتيد الهيدروجين | $H_2S$ | غاز | -61 | ثنائيّة القطب |
| الأمونيا | $NH_3$ | غاز | -33.4 | هيدروجينيّة |
| فسفيد الهيدروجين | $PH_3$ | غاز | -87.8 | ثنائيّة القطب |

أتحقق 40 :- 1- HI

2- $CH_3OH > NH_3 > CHCl_3$

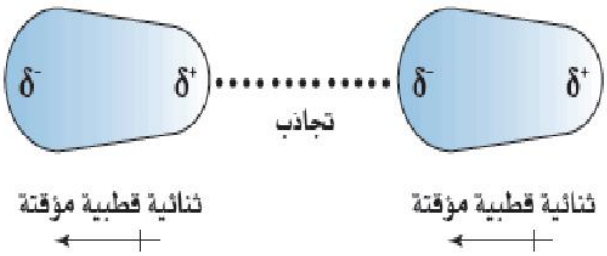
## ثالثا :- قوى لندن :-

تمكن العالم لندن من دراسة الجزيئات الغير قطبية و كيف يمكن أن تكون متماسكة و منجذبة إلى بعضها في الحالة السائلة و توصل إلى وجود نوع من قوى التجاذب الضعيفة تربط بين هذه الجزيئات سميت بإسمه

قوى لندن :- هي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات

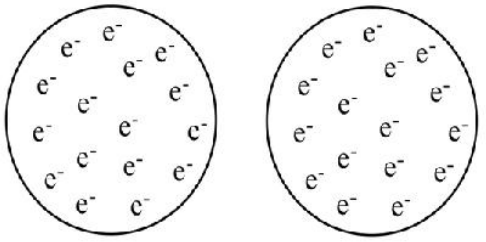
* كيف تتكون قوى لندن ؟

1- تتوزع الكثافة الالكترونية بشكل غير متناسق في الجزئ أو الذرة

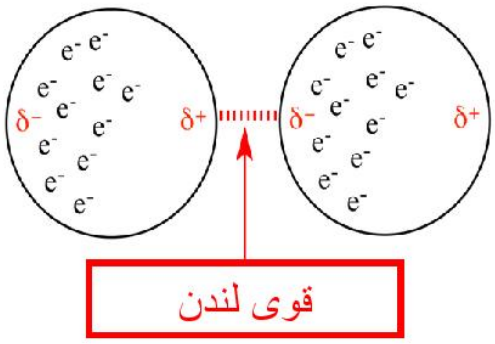



2- تزداد الكثافة الالكترونية على أحد طرفي الذرة أو الجزئ أو الذرة

3- يحدث استقطابا لحظيا في الجزئ نتيجة التوزيع غير المنتظم للالكترونات

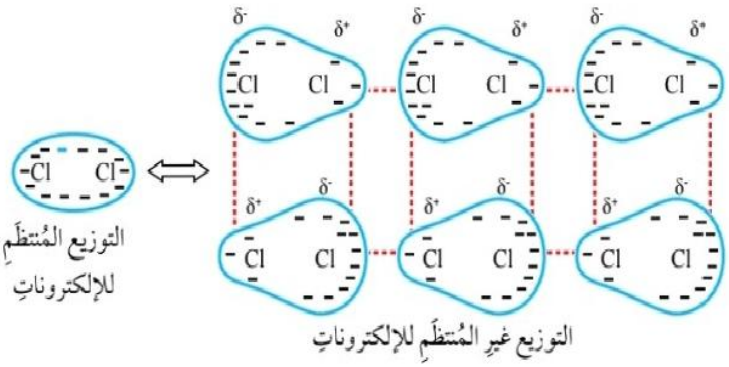



4- الاستقطاب اللحظي لا يدوم حيث توصف قطبية الجزئ بالقطبية اللحظية




5- تستمر الالكترونات في حركتها ليتغير توزيع الكثافة الالكترونية و

يفقد الجزئ قطبيته و يستقطب الجزئ لحظيا بوضع جديد




6- إن وجود الجزيئات القطبية في الحالة الصلبة أو السائلة يتطلب وجود قوى تجاذب تربط تلك الجزيئات مع بعضها البعض .

اقترح العالم لندن تفسيرا علميا حيث افترض أن الإلكترون في أثناء حركته داخل الجزيئات أو الذرات تتنافر مع بعضها فالكثافة الالكترونية يصبح توزيعها على أحد طرفي الذرة أكثر منها للطرف الآخر بالقرب من جزئ آخر ، مما يحدث استقطابا لحظيا في الجزي وقوى لندن هذه تعرف أيضا باسم قوى التشتت و هي عبارة عن ارتباط الجزيئات غير القطبية مع بعضها البعض .

* يعد هذا النوع من القوى هو أضعف أنواع قوى التجاذب المتبادلة بين الجزيئات و يطلق عليها أيضا اسم ثنائية القطب اللحظية .

فسري :- تعتبر قوى التجاذب بين الجزيئات ثنائية القطب أقوى من قوى لندن

لأنها ناتجة عن استقطاب دائم للجزيئات بينما الاستقطاب في قوى لندن هو استقطاب لحظي

فسري :- تعتبر قوى لندن قوى قوى ضعيفة

لأنها تنشأ عن استقطاب لحظي يظهر لفترة قصيرة من الزمن و يختفي بعدها و تقدر قوتها 1% من قوة الرابطة التساهمية .

* أين تتكون قوى لندن ؟

بين جميع الذرات والجزيئات الجزيئات القطبية والجزيئات غير القطبية أو ذرات الغازات النبيلة مثل الهيليوم و النيون

فسري :- تكتسب قوى لندن أهمية كبيرة في الجزيئات غير القطبية أو ذرات الغازات النبيلة

لأنها قوى التجاذب الوحيدة العاملة بينها ولا يوجد قوى تجاذب أخرى

## العوامل المؤثرة في قوى لندن :-

1- الكتلة المولية :- العلاقة طردية كلما زادت الكتلة المولية للجزئ زاد عدد الإلكترونات في الجزئ ويزداد حجمه و بالتالي زادت قوى لندن

وهذا يزيد من فرصة الاستقطاب اللحظي وأيضا يقل جذب النواة للالكترونات نظرا لزيادة الحجم وهذا يعني عدم التناسق في توزيع الالكترونات مما يزيد من القطبية اللحظية وبالتالي تزداد قوى لندن وتزداد درجات الغليان والخصائص الفيزيائية للمواد .

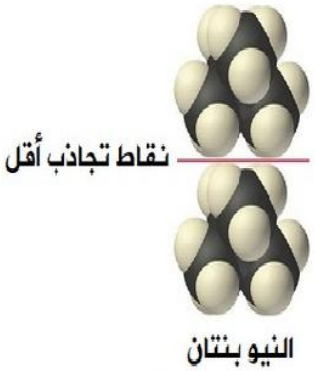
2- شكل الجزئ :-

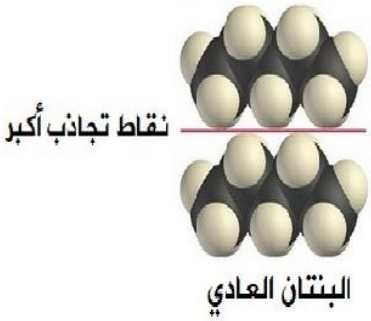
يلعب شكل الجزئ دورا مهما في قوى لندن ، إذ أن شكل الجزئ يحدد مساحة سطحه الخارجي الذي بزيادته تزداد القطبية المستحدثة بين الجزيئات وكلما زادت نقاط التجاذب بين الجزيئات زادت قوى لندن

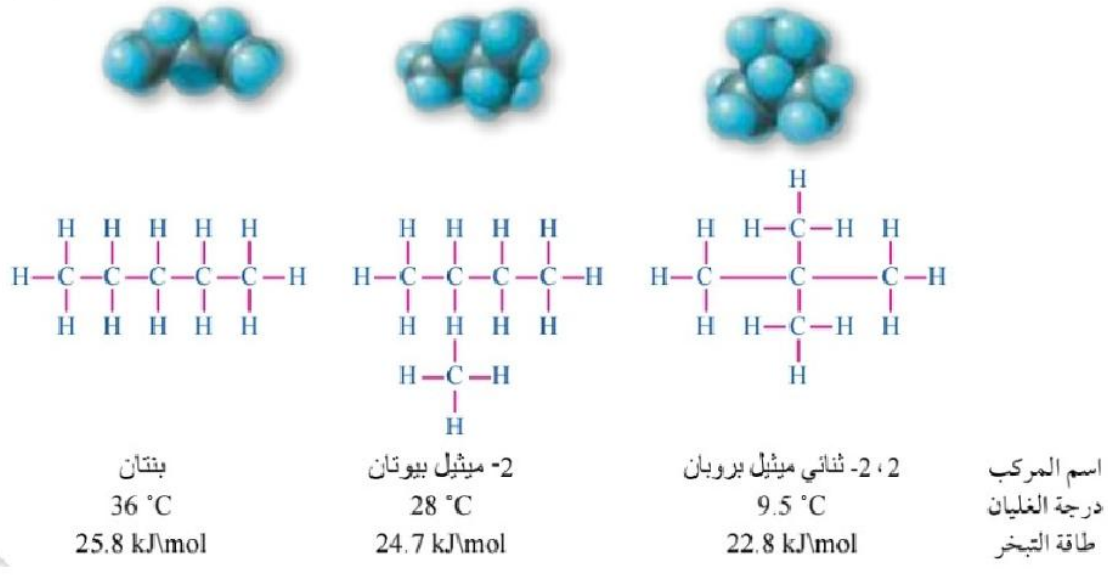
كلما زاد طول السلسلة الكربونية في المركب العضوي ازدادت نقاط التجاذب بين جزيئات المركب على طول السلسلة و بالتالي تزداد قوى لندن

اثر قوى لندن على الجزيئات :-

كلما زادت قوى لندن ازدادت نقاط و فرصة التجاذب بين الجزيئات و بالتالي ازدادت درجات غليان المركب

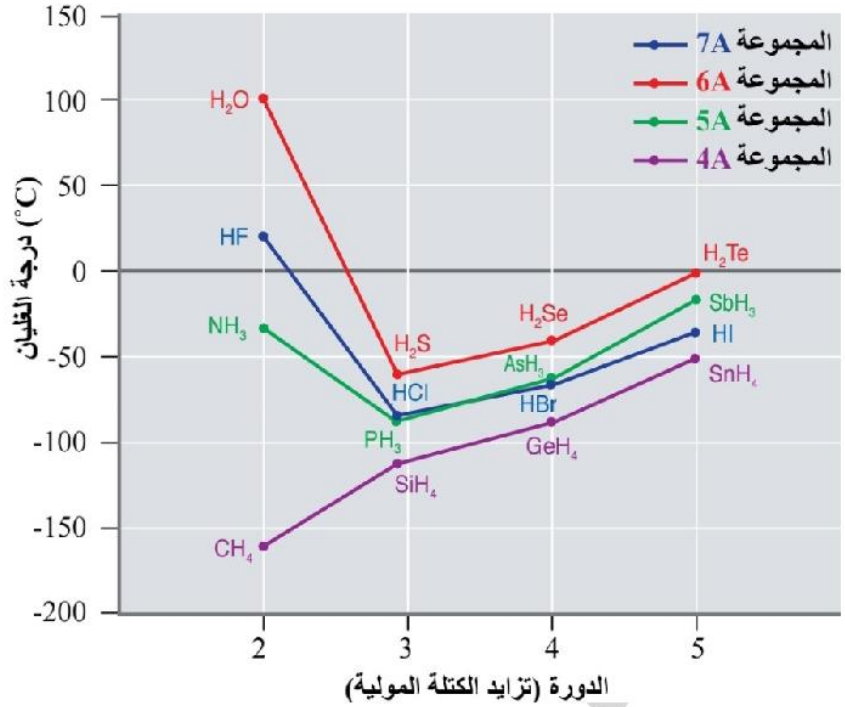


| اسم المركب | 2 ، 2- ثنائي ميثيل بروبان | 2- ميثيل بيوتان | بنتان |
|---|---|---|---|
| درجة الغليان | 9.5 °C | 28 °C | 36 °C |
| طاقة التبخر | 22.8 kJ\mol | 24.7 kJ\mol | 25.8 kJ\mol |

من الرسم البياني نلاحظ قوى التجاذب بين الجزيئات تزداد بزيادة العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري و بزيادة الكتلة المولية للمواد



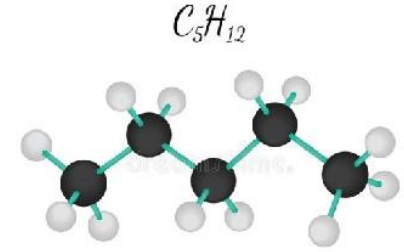

أفكر ص 43 :-

الكتلة المولية $NH_3$ = 17 g/ mol ، الكتلة المولية $SbH_3$ = 125 g/ mol بالرغم من أن جزيئات الأمونيا $NH_3$ ترتبط بروابط هيدروجينية إلا أن كتلتها المولية صغيرة و عدد الالكترونات فيها أقل بكثير مقارنة بجزيئات $SbH_3$ التي لها كتلة مولية أكبر و تحتوي عدد الكترونات أكبر و بالتالي قوى لندن بين جزيئاتها أكبر و تفوق الرابطة الهيدروجينية في قوتها في جزئ $NH_3$ و بذلك تتطلب طاقة أعلى للوصول إلى درجة الغليان مما يجعل درجة غليان $SbH_3$ أكبر من درجة غليان $NH_3$

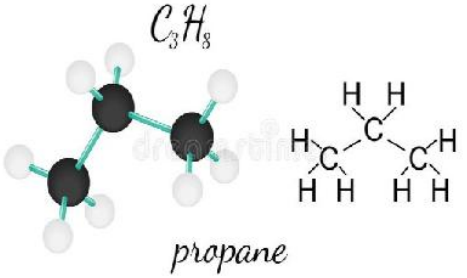
أتحقق ص 44 :-

1- $SiCl_4$ , Ne , $C_3H_8$

2- درجة غليان المادة $C_5H_{12}$ أعلى بسبب أن لها كتلة مولية أكبر و سلسلة الكربون فيها أطول و بذلك فإن قوى لندن بين جزيئاتها من القوى بين جزيئات $C_3H_8$




Pentane




propane

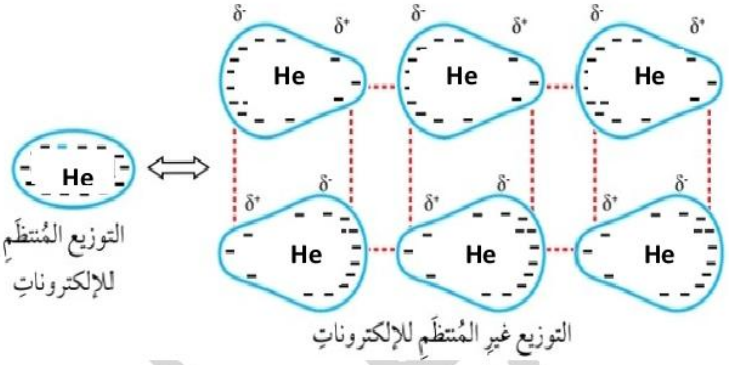
# مـــراجعة الـــدرس

1- بسبب اختلاف نوع قوى التجاذب بين جسيماتها حيث تعد قوى التجاذب مسؤولة عن الكثير من خصائص المادة .

2- الرابطة الهيدروجينية :- هي قوى تجاذب قوية نسبيا تنشأ بين الجزيئات القطبية التي تحوي ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة تساهمية مع إحدى الذرات ذات السالبية الكهربائية العالية مثل ( N,O,F )

قوى لندن :- هي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات

3-




في أثناء حركة الالكترونات في الهيليوم يحدث توزيع غير منتظم للالكترونات في لحظة ما فتزداد الكثافة الإلكترونية عند أحد الأطراف وتظهر عليه شحنة جزئية سالبة و يظهر شحنة موجبة على الطرف الآخر وذلك يؤدي إلى حدوث استقطاب في الذرات المجاورة مما يؤدي إلى تكوين ثنائي القطب اللحظي بين ذرات الهيليوم

4- أ- يحتوي المركب $HOCH_2CH_2OH$ على مجموعتي هيدروكسيل (OH) و يمكنه من تكوين مجموعتين من الروابط الهيدروجينية و يكون التجاذب بين جزيئاته أكبر من المركب $CH_3CH_2OH$ الذي يحتوي مجموعة واحدة من (OH) و يكون مجموعة واحدة من الروابط الهيدروجينية .

ب- جميع هذه المركبات غير قطبية ترتبط جزيئاتها بقوى لندن وتزداد قوى التجاذب بينها بزيادة الكتلة المولية للمركبات التي تزداد من $CCl_4$ إلى $GeCl_4$ وبالتالي فإنها تتطلب طاقة أكبر للتغلب على قوة التجاذب بين الجزيئات .

-5

| الجزئ | He | $CH_3CH_2NH_2$ | HBr | $CH_2=CH_2$ |
|---|---|---|---|---|
| قوى التجاذب | لندن | هيدروجينية | ثنائي القطب | لندن |

-6 $CH_3OH > HCl > C_2H_6 > CH_4$

7- أقدم دليلا : كلما زادت الكتلة المولية تزداد درجة غليان السائل (يترك للطالب )

-1

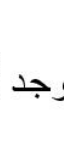
الرابطة التناسقية :- هي أحد أنواع الروابط التساهمية ، ينشأ نتيجة مشاركة إحدى الذرتين بزوج من الإلكترونات و تشارك الذرة الأخرى بفلك فارغ

الفلك المهجن :- فلك جديد ينتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها يختلف عنها في الشكل و الطاقة و يشارك في تكوين الروابط

قوى التجاذب ثنائية القطب :- قوى تنشأ بين جزيئات قطبية نتيجة وجود الشحنات الجزئية السالبة والموجبة على هذه الجزيئات

-2

X:A:X شكل خطي زوجان رابطان ولا يوجد أزواج غير رابطة حول الذرة المركزية


الشكل رباعي الأوجة منتظم أربعة أزواج رابطة ولا يوجد أزواج غير رابطة حول الذرة المركزية

الشكل هرم ثلاثي ثلاثة أزواج رابطة وزوج واحد غير رابط حول الذرة المركزية

-3

| وجه المقارنة | $NH_3$ | $BH_3$ |
|---|---|---|
| عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية | 4 | 3 |
| عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة | 1 | لا يوجد |
| نوع التهجين في الذرة المركزية | $SP^3$ | $SP^2$ |
| الشكل الفراغي | هرم ثلاثي | مثلث مستو |
| الزاوية بين الروابط | $107^\circ$ | $120^\circ$ |
| قطبية الجزيئات | قطبي | غير قطبي |

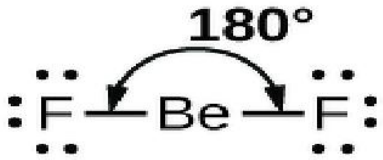
-4

أ- قبل التهجين $Be : 1S^2 2S^2 2P^0$ ، بعد التهجين : $Be : 1S^2 2S^1 2P^1$

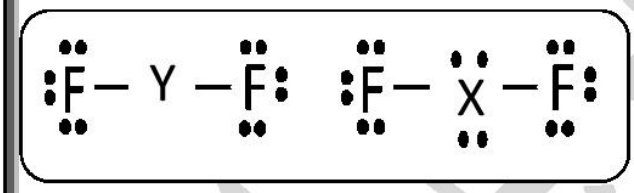
ب- نوع التهجين في الذرة المركزية Be : SP

ج- نوع أفلاك الرابطة Be-F :- SP-P

د- مقدار الزاوية بين الروابط $180^\circ$




هـ - الشكل البنائي خطي



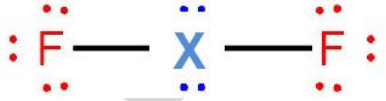

5- أ- تركيب لويس للمركبين

ب- العدد الذري ل X=8 , Y=4

ج- نوع الأفلاك التي تستخدمها Y :SP , $X : SP^3$

د- غير قطبي

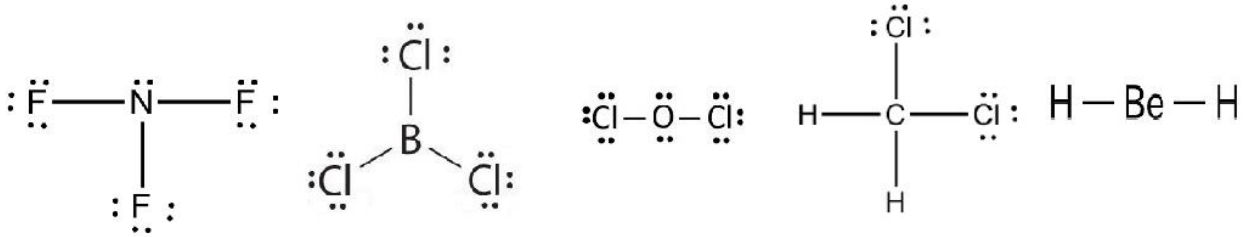
بينما الجزئ $XF_2$ قطبي




هـ - $XF_2 : 104.5^\circ$

$YF_2 : 180^\circ$

-6

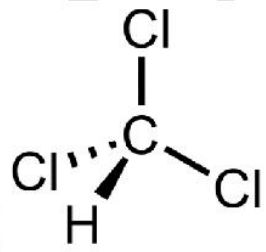


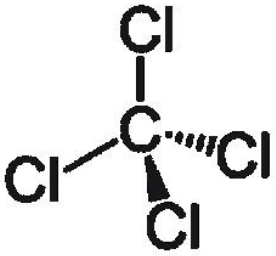

غير قطبي غير قطبي قطبي غير قطبي قطبي

7- أ – ترتبط جزيئات المركب $CH_3CH_2Cl$ بقوى ترابط ثنائية القطب بينما ترتبط جزيئات المركب $CH_3CH_3$ بقوى لندن و بذلك فإن الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات $CH_3CH_2Cl$ أعلى مما يلزم لجزيئات $CH_3CH_3$ و بذلك فإن درجة غليانه تكون أعلى .

ب – يحتوي المركب $NH_2CH_2CH_2NH_2$ على مجموعتي ($NH_2$) الأمين و يمكنه تكوين مجموعتين من الروابط الهيدروجينية و يكون التجاذب بين جزيئاته أكبر من المركب $CH_3CH_2CH_2NH_2$ الذي يحتوي مجموعة أمين واحدة ($NH_2$) و يكون مجموعة واحدة من الروابط الهيدروجينية

ج -

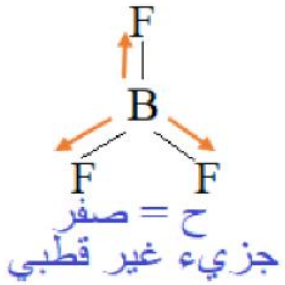



محصلة العزم القطبي ≠ صفر  محصلة العزم القطبي = صفر

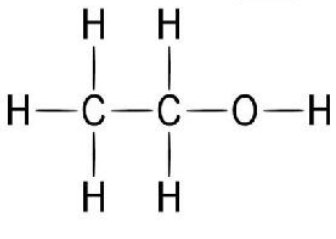
قطبية الروابط في الجزئ $CCl_4$ تلغي بعضها بعضا فيكون الجزئ غير قطبي ، في حين أن قطبية الروابط في $CHCl_3$ لا تلغي بعضها فيكون الجزئ قطبي .

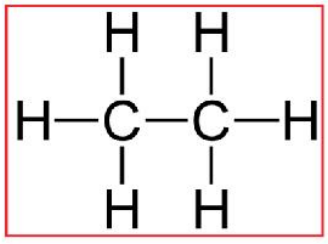
د-




لان قطبية الروابط تلغي بعضها بعضا و محصلة العزم القطبي تساوي صفر و يكون الجزئ غير قطبي

هـ - جزيئات الإيثانول قطبية تظهر على أطرافها شحنات جزئية موجبة و أخرى سالبة و ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية و الماء جزيئاته قطبية ترتبط فيما بينها بروابط هيدروجينية مما يسبب حدوث تجاذب بين جزيئات الماء وجزيئات الميثانول



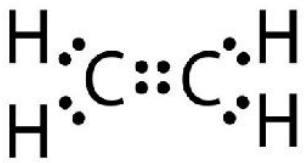


بينما جزيئات الإيثان غير قطبية مما يقلل من انجذابها نحو جزيئات الماء و يبذلك يكون عديم الذوبان

-8

| الجزئ | تهجين الذرة المركزية | Non-B.e-.p | الشكل البنائي للجزئ | الزاوية بين الروابط | قطبية الجزيئات |
|---|---|---|---|---|---|
| $PCl_3$ | $SP^3$ | يوجد زوج واحد | هرم ثلاثي | 107° | قطبي |
| $H_2O$ | $SP^3$ | يوجد زوجين | منحني | 104.5° | قطبي |
| $CO_2$ | SP | لا يوجد | خطي | 180° | غير قطبي |
| $GeCl_4$ | $SP^3$ | لا يوجد | رباعي الأوجه منتظم | 109.5° | غير قطبي |

9- أ- تركيب لويس للجزئ



1- نكتب التوزيع الالكتروني لكل من $_1H$ , $_6C$

$_6C : 1S^2\ 2S^2 2p^2$ $_1H : 1S^1$

عدد الكترونات التكافؤ كالتالي :

C= 4 , H=1

2- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات كالتالي :

$$Total\ (v.e^-) = (v.e^-)_C \times n_{(C\ atom)} + (v.e^-)_H \times n_{(H\ atom)}$$

إلكترونات التكافؤ الكلية =

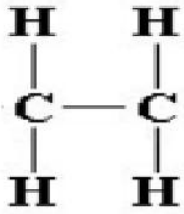
عدد إلكترونات تكافؤ C × عدد ذرات C + عدد إلكترونات تكافؤ H × عدد ذرات H

$$Total\ (v.e^-) = 4\times2 + 1\times2 = 10\ e^-$$

3- نحسب عدد أزواج الكترونات التكافؤ (v.e⁻.p) بقسمة الكترونات التكافؤ v.e⁻ على 2

$v.e^-.p = Total\ (v.e^-) / 2$ ⟹ 10 /2 = 5 pairs

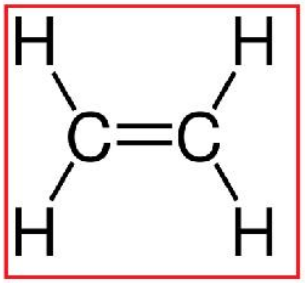
4- نحدد الذرة المركزية في الجزئ وهي C



5- نوزع ذرات الهيدروجين حولها و نرسم روابط أحادية

نلاحظ أن كل ذرة الكربون لم تحقق قاعدة الثمانية وينقصها زوج من الإلكترونات

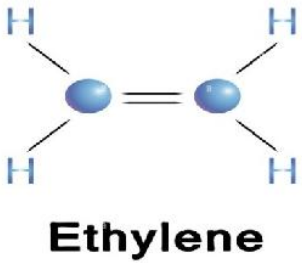
6- نحسب عدد أزواج الالكترونات المتبقية من العلاقة :



Non B.e⁻.p = v.e⁻.p - B.e⁻.p = 5-5=0 pairs

نقوم برسم رابطة ثنائية بين ذرتي الكربون لتستطيع الوصول إلى التركيب الثماني المستقر

7- نلاحظ أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الالكترونات رابطة ولا يوجد حولها أزواج غير رابطة فيصبح المركب كالتالي :



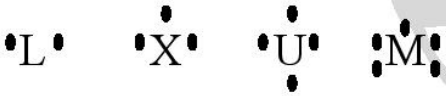

أ- في المركب 5 روابط من نوع $\sigma$ و رابطة واحدة من نوع $\pi$ .

ب- التهجين الذي تستخدمه ذرة الكربون $SP^2$ .

ج- توزيع أزواج الإلكترونات في الفراغ حول ذرة الكربون

د- مقدار الزوايا بين الروابط حول كل ذرة كربون $120^\circ$

10- أ- تركيب لويس كالتالي :




ب- تركيب لويس للجزيئات

ج-

| المركب | $UD_4$ | $ME_3$ | $XD_3$ | $LE_2$ |
|---|---|---|---|---|
| الشكل الفراغي | رباعي الأوجه منتظم | هرم ثلاثي | مثلث مستو | خطي |

د-

| المركب | $LE_2$ | $UD_4$ | $XD_3$ | $GD_2$ |
|---|---|---|---|---|
| القطبية | غير قطبي | غير قطبي | غير قطبي | قطبي |

هـ -

| المركب | $GD_2$ | $UD_4$ | $ME_3$ | $XD_3$ | $LE_2$ |
|---|---|---|---|---|---|
| نوع التهجين | $SP^3$ | $SP^3$ | $SP^3$ | $SP^2$ | SP |

و-

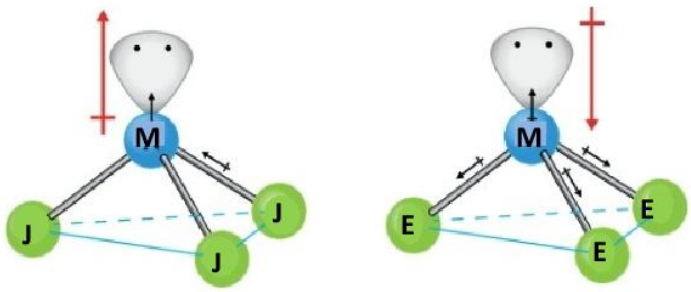
| المركب | $GD_2$ | $ME_3$ | $XD_3$ |
|---|---|---|---|
| الزاوية | $104.5^\circ$ | $107^\circ$ | $120^\circ$ |

ز-

| المركب | $GD_2$ | $UD_4$ | $ME_3$ | $XD_3$ | $LE_2$ |
|---|---|---|---|---|---|
| القطبية | قطبي | غير قطبي | قطبي | غير قطبي | غيرقطبي |

ح –

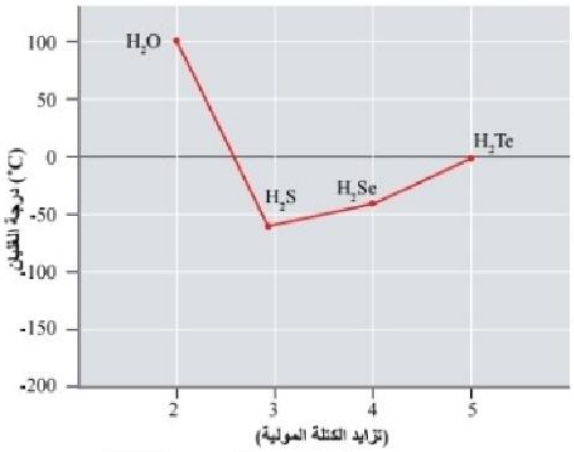
يتوقع أن تكون قطبية الجزئ $MJ_3$ أكبر من قطبية الجزئ $ME_3$




ط – المادة الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة R ، لأن عدده الذري أكبر و بذلك فانه يحتوي عدد أكبر من الإلكترونات و كذلك كتلته الذرية أكبر و تكون قوى لندن بين ذراته أقوى ولذلك تكون درجة غليانه هي الأعلى .

11- أ ) $H_2O$ : روابط هيدروجينية

$H_2S$ , $H_2Se$ , $H_2Te$ : قوى ثنائية القطب




ب ) بسبب الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء في حين أن القوى بين الجزيئات الأخرى هي ثنائية القطب

ج ) تزداد درجة غليان مركبات عناصر المجموعة باستثناء الماء بسبب زيادة كتلتها المولية

مما يزيد من قوى ثنائية القطب بينها فتزداد درجة غليانها .

12-

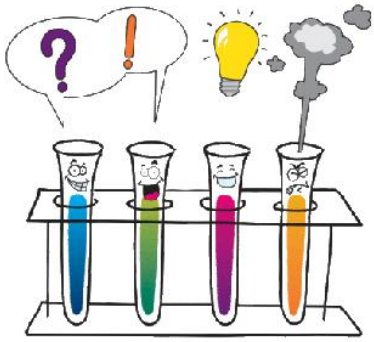
| السؤال | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| الإجابة | ج | د | أ | ج | ج | ب | ج | ب | د | ج |

# أوراق العمل

# للوحـــدة الأولى

## أشكال الجزيئات وقوى

## التجاذب في ما بينها

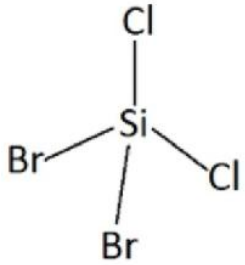


ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

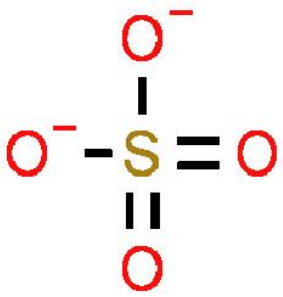
عنـــوان الـــــدرس : الرابطة التساهمية / تركيب لويس

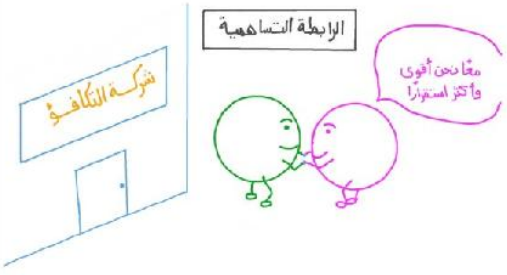
1- أكتبي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في الجزئ ( $SiCl_2Br_2$ ) علما بأن الكترونات تكافؤ العناصر كالتالي :-

Si=4 , Cl=7 , Br = 7

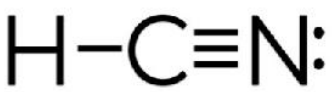



2- أكتبي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة و غير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون ( $SO_4^{2-}$ ) علما بأن العدد الذري للنيتروجين S = 16 و الأكسجين O = 8 :

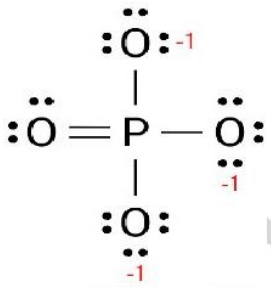


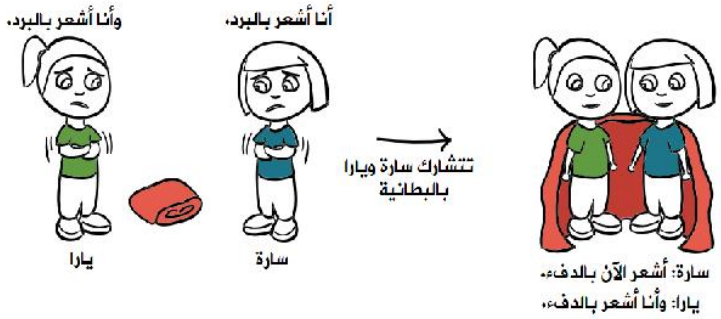



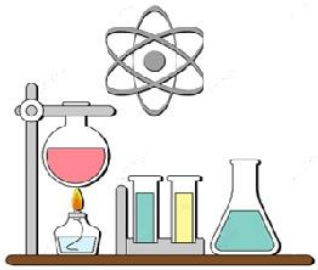
3- أرسمي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الجزئ HCN علما بأن العدد الذري كالتالي : H=1 , N = 5 , C=6



4- أكتبي تركيب لويس و حددي عدد أزواج الالكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون ( $PO_4^{3-}$ ) علما بأن العدد الذري للنيتروجين P = 15 و الأكسجين O = 8 :





ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الـــــدرس : الـــــرابطة التناسقيـــة

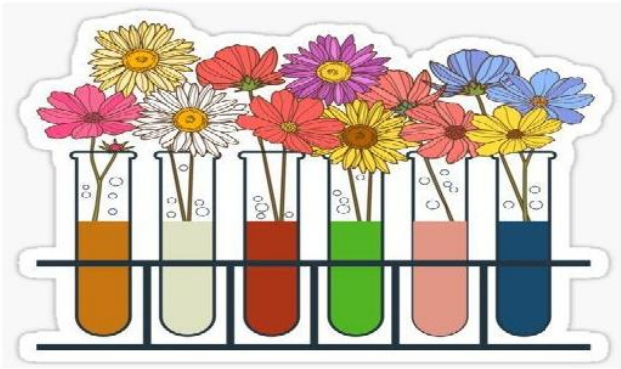
اســـــم المادة :- الكيميـــــاء

1- وضحي كيف تتشكل الرابطة التناسقية عند تفاعل ( $PH_3$) مع أيون الهيدروجين $H^+$ علما بأن مجموعات الذرات كالتالي للفسفور P = 5 و الهيدروجين H = 1 :

2- وضحي كيف تتشكل الرابطة التناسقية عند تفاعل ( $BF_3$) مع ( $NH_3$ ) علما مجموعات الذرات كالتالي B = 3 و F = 7 و H = 1 و N = 5 :

3- وضحي كيف تتشكل الرابطة التناسقية في أول أكسيد الكربون CO علما بأن مجموعات الذرات كالتالي O= 6 , C=4

غادة عبيدات

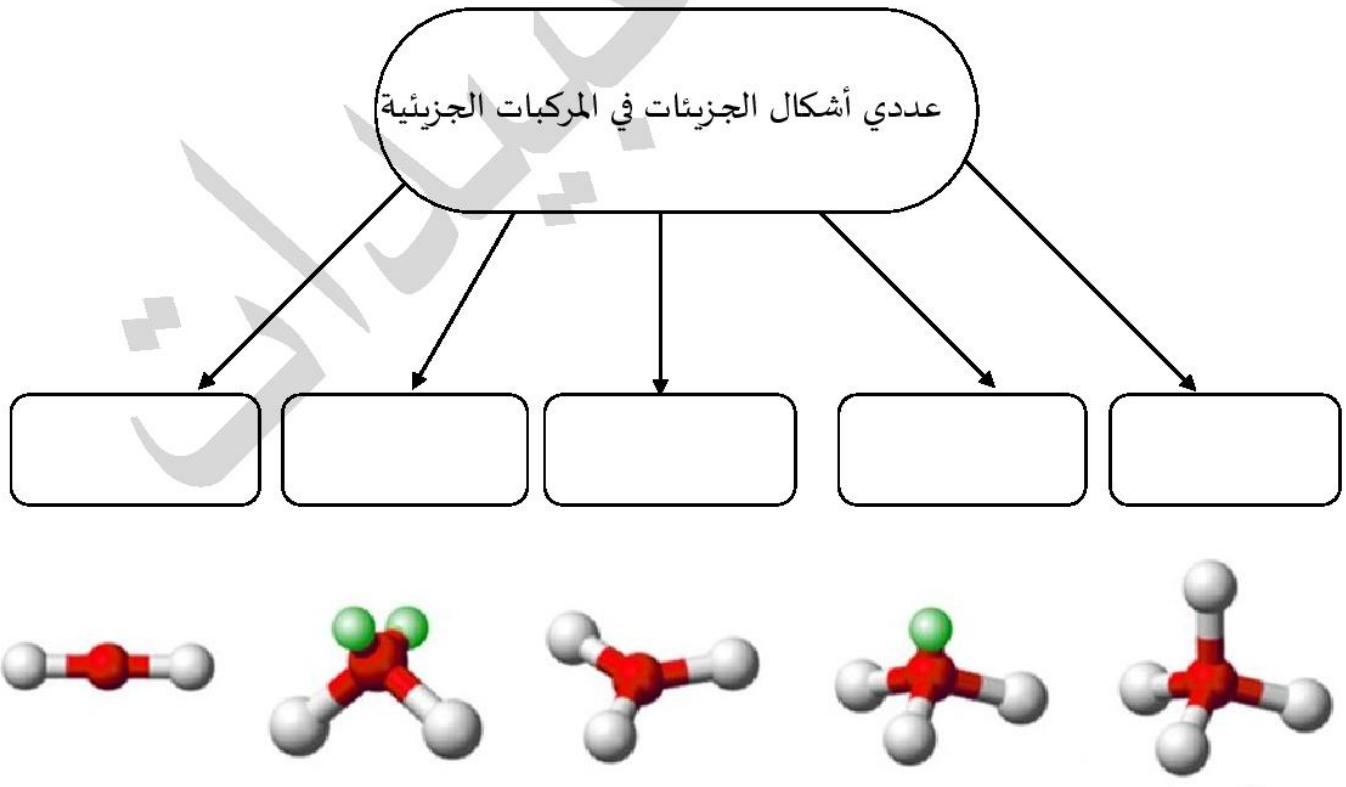


ورقة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

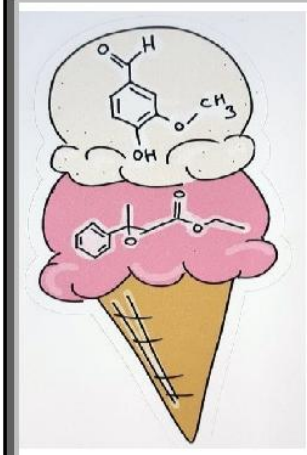
الدرس :- نظرية رابطة التكافؤ

اكملي الجدول بما ترينه مناسبا :-

| الجزئ | التوزيع الالكتروني | الأفلاك المتداخلة | شكل الفلك بعد التداخل | نوع الرابطة |
|---|---|---|---|---|
| $H_2$ | | | | |
| $F_2$ | | | | |
| $Cl_2$ | | | | |
| $O_2$ | | | | |
| $N_2$ | | | | |




غادة عبيدات



ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الـــــدرس : قوى التجاذب بين الجزيئات

1- ما نوع قوى التجاذب الرئيسة بين جزئيات أو ذرات كل من المواد الآتية إذا كانت في الحالة السائلة :

| | | |
|---|---|---|
| $C_2H_5OH$ | $Ar$ | $O_2$ |
| $C_8H_{18}$ | $NO$ | $I_2$ |
| $C_3H_7NH_2$ | $H_2S$ | $NCl_3$ |

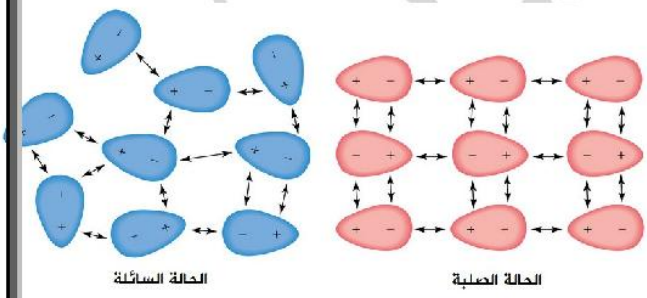
2- رتبي المواد الآتية تبعا لزيادة درجة غليانها

$CH_3CH_3$ , $CH_4$ , $CH_3CH_2CH_3$

3- أي المركبات الآتية يكون ترابطا هيدروجينيا بين جزيئاته :

$CH_3CH_3$ , $CH_3OH$ , $SiF_4$ , $CH_3F$ , $CH_3NH_2$ , $HC(=O)H$

4- يوضح الشكل جزيئات ثنائي القطب لمادتين في الحالتين : الصلبة و السائلة




أ- أي الجزيئات أكثر عشوائية في أوضاعها و حركاتها ؟

ب- أي الحالتين المسافات بين الجزيئات أقل ؟

ج- أي الحالتين قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى ؟

د- أي الحالتين الطاقة الحركية للجزيئات أقل ؟

5- رتبي الجزيئات الآتية تبعا لزيادة درجة غليانها :

$CH_3CH_2CH_2CH_3$ , $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$ , $CH_3CH(CH_3)CH_3$

6- ما العوامل المؤثرة في قوى لندن ؟

ورقـــــة عمل : الأول ثانوي أكاديمي

عنـــوان الـــــدرس : ورقة عمل أشكال الجزيئات

وقوى التجاذب بينها

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| D | | | | | | Y |
| | Q | M | E | U | W | A | |
| R | | | | X | | | |

1- ادرسي الجدول الآتي ، ثم أجيبي عن الأسئلة التي تليه :

أ- أكتبي تركيب لويس لكل من : A , X , E , M , Q

ب – أكتبي تركيب لويس للجزيئات $WD_2$ , $MA_3$

جـ - توقعي الشكل الفراغي لكل من المركبات الآتية : $ED_4$ , $UA_3$ , $MD_3$ , $QA_2$

د- حددي نوع تهجين الذرة المركزية لكل من الجزيئات : $WD_2$ , $ED_4$ , $UA_3$ , $MD_3$ , $QA_2$

و- حددي مقدار الزاوية بين الروابط في كل من الجزيئات : $WD_2$ , $UA_3$ , $MD_3$

هـ - قارني بالرسم قطبية الجزئ $UA_3$ بالجزئ $UD_3$

ز- حددي الجزئ القطبي بين الجزيئات :

$QA_2$ , $ED_4$ , $MD_3$ , $WD_2$