المجد في الكيمياء

جـيـ2008ـل

الوحدة الأولى أشكال الجزيئات وقوى التجاذب بينها

المجد في الكيمياء

للمعلمة عبير المصري

مدارس ليفانت الدولية

الجبيهة - خلف جامعة العلوم التطبيقية

هاتف : 065237091

الوحدة الأولى

أشكال الجزيئات وقوى التجاذب بينها

النتاجات العامة :

يتوقع من الطالب أن :

- التوصل الى المفاهيم الأساسية المتعلقة بالروابط بين الذرات والجزيئات
- توضيح العلاقة بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية والشكل الفراغي للجزيء
- تحديد قطبية الجزيئات
- التعرف الى أنواع قوى التجاذب بين الجزيئات واثرها على الخصائص الفيزيائية للمواد

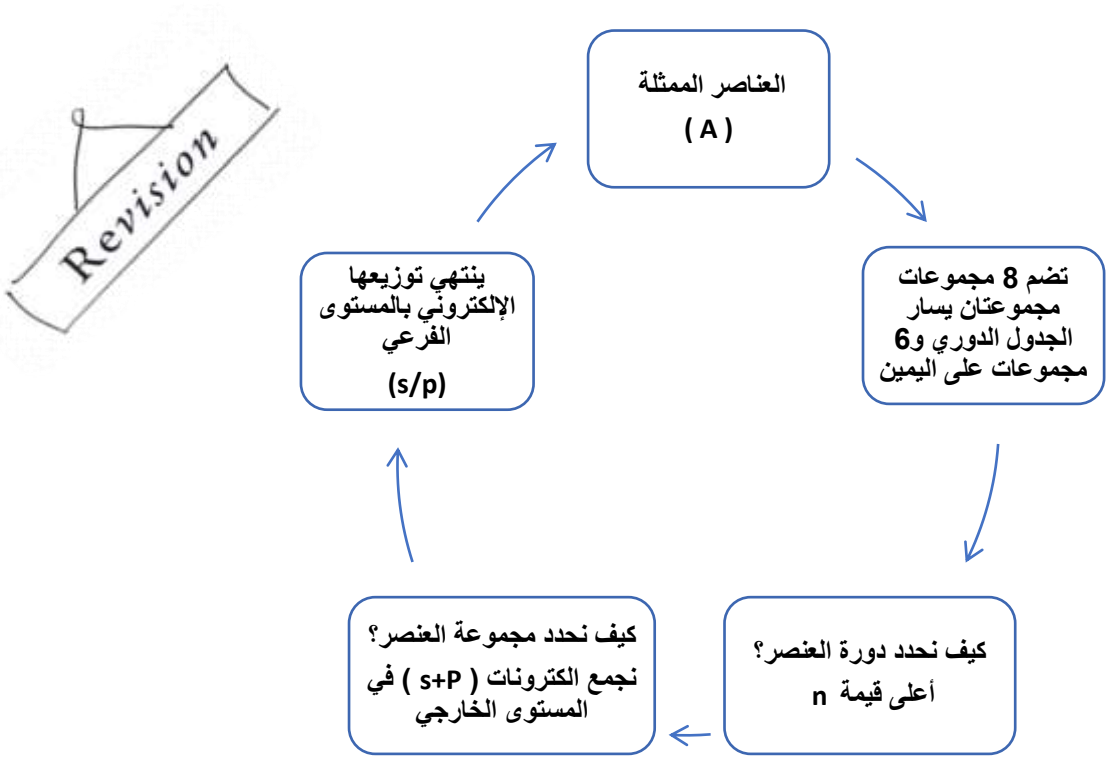
التوزيـع الإلكتروني

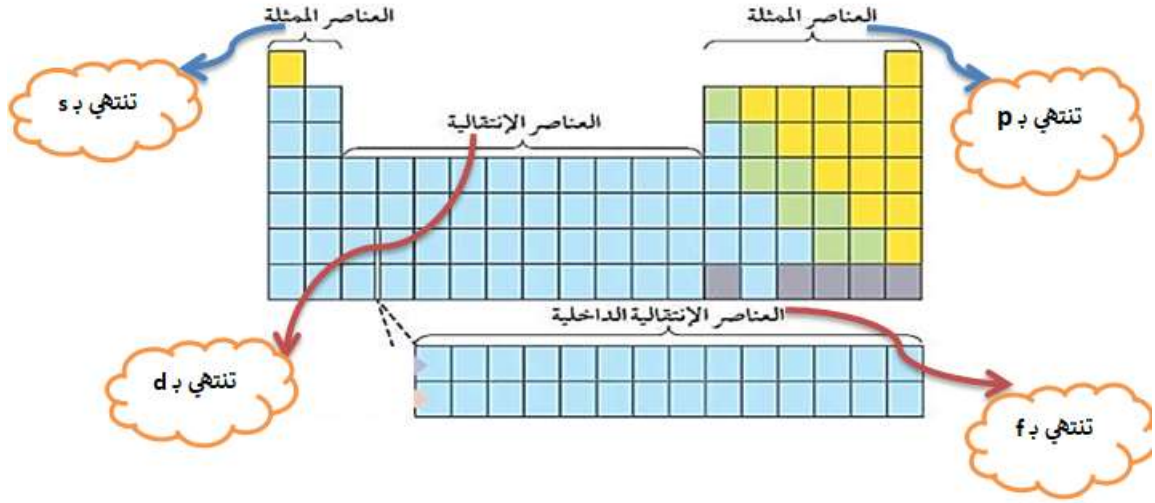
يتم تعبئة الإلكترونات على مستويات الطاقة الفرعية حسب الترتيب الآتي :

S S P S P S d P S d P S f d P

❖ التوزيـع الإلكتروني بدلالة الغاز النبيل :

اسم العنصر النبيل	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيـع الإلكتروني
الهيليوم	He	2	
النيون	Ne	10	
الآرغون	Ar	18	
الكربتون	Kr	36	





**** تركيب لويس:**

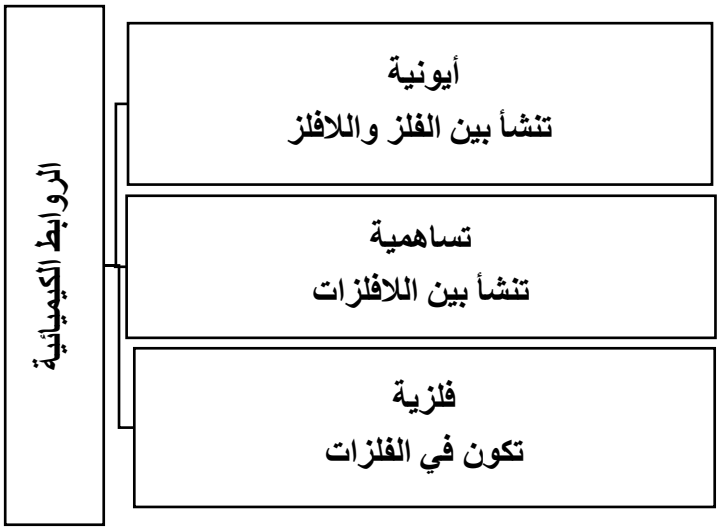
- هو تمثيل نقطي لإلكترونات التكافؤ (إلكترونات المستوى الأخير) حيث يرمز لكل إلكترون بنقطة واحدة توضع على رمز العنصر .

تدريب 1 : أكمل الجدول التالي

العنصر	التوزيع الالكتروني	رقم مستوى التكافؤ	عدد إلكترونات التكافؤ	تركيب لويس
$_{6}C$				
$_{7}N$				
$_{15}P$				
$_{9}F$				
$_{8}O$				
$_{14}Si$				
$_{20}Ca$				

**** الروابط الكيميائية :**

هي قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر عن طريق فقد الإلكترونات أو كسبها أو المشاركة فيها .



الرابطة التساهمية :

هي الرابطة الكيميائية الناتجة من تشارك زوج أو أكثر من الإلكترونات بين ذرتين أو أكثر من العناصر اللافلزية . و تسمّى المركبات الناتجة عن الرابطة التساهمية " جزيئات " .

تدريب 2 بيّن باستخدام تركيب لويس كيف تنشأ الرابطة التساهمية في كل من :

H_2	O_2
F_2	N_2

NH_3	CH_4
CO_2	H_2O

الدرس 1 ◄ نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ 10-23

ملاحظات هامّة :

الذرة المركزية هي الذرة الأقل عددًا في الجزيء وتكوّن أكبر عدد من الروابط ويكون لها أقل قيمة كهروسالبية

أينما وجدت ذرة الكربون فهي مركزية , وأينما وجد الهيدروجين أو الفلور فهي ذرات طرفية

أزواج إلكترونات الرابطة : هي إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الرابطة

أزواج الإلكترونات غيرالرابطة : هي إلكترونات مستوى التكافؤ التي لم تشارك في تكوين الرابطة

➢ **أكتب تركيب لويس وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في كل من :**

NF_3 (العدد الذري F = 9 , N = 7)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

OF_2 (F مجموعة 7A , O مجموعة 6A)

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

(v e Ge = 4 Cl = 7) $GeCl_4$

(Al = 13 , Cl = 17 العدد الذري) $AlCl_4^-$

(v e C = 4 N = 5 H = 1) HCN

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

(7 مجموعة Cl , 3 مجموعة B) BCl_3

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.

BeH_2 (العدد الذري H =1 , Be = 4)

CO_3^{-2} (C مجموعة 4A , O مجموعة 6A)

C_2H_4

H_3O^+

BF_4^-

NH_4^+

.

IF_5

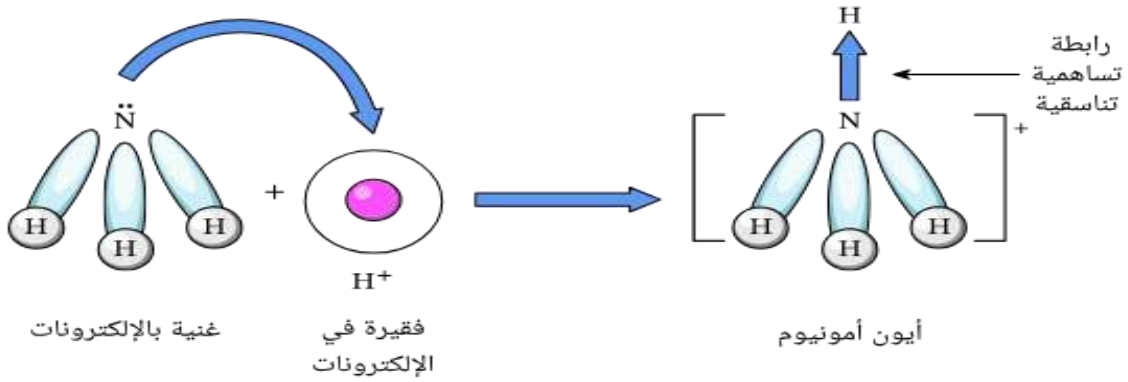
CH_2Cl_2

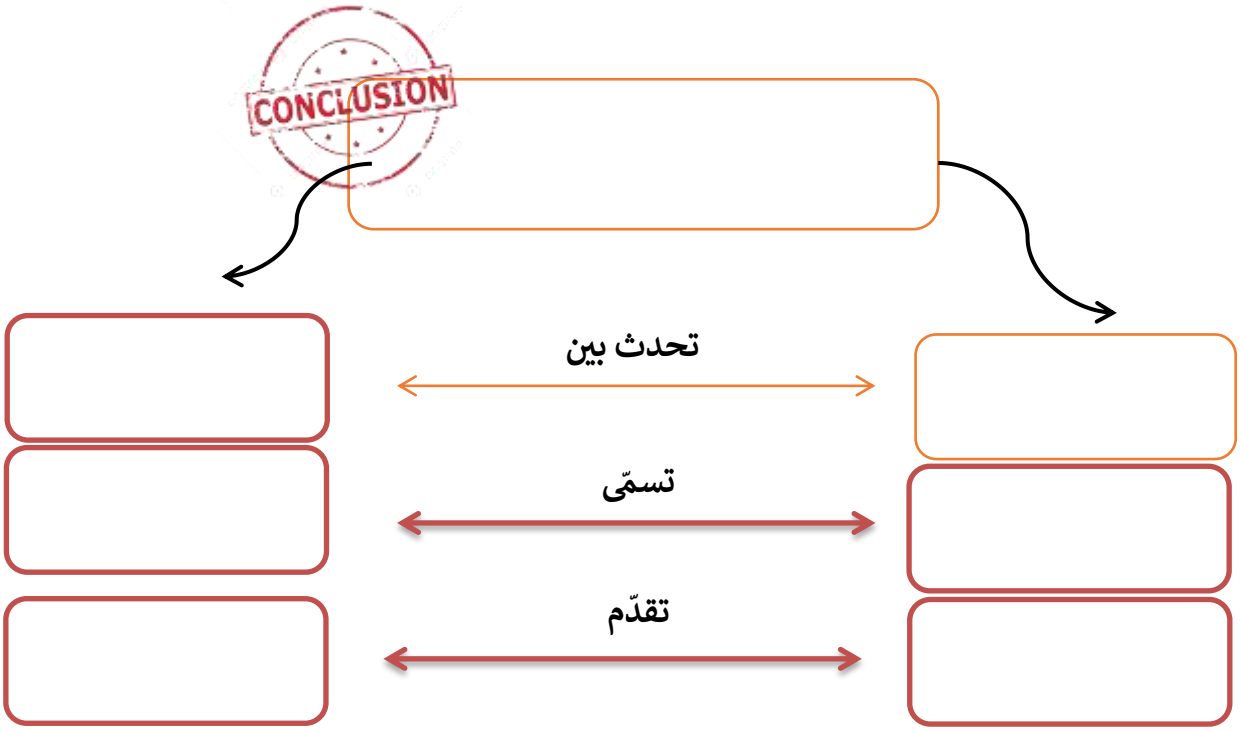
الرابطة التناسقية

- هي نوع من الروابط التساهمية بحيث تقدم (تشارك) إحدى الذرات بزوج من الإلكترونات والأخرى تشارك بفلك فارغ .

الذرة التي تشارك بفلك فارغ تسمّى (حمض لويس) .

الذرة التي تشارك بزوج الإلكترونات تسمّى (قاعدة لويس) .





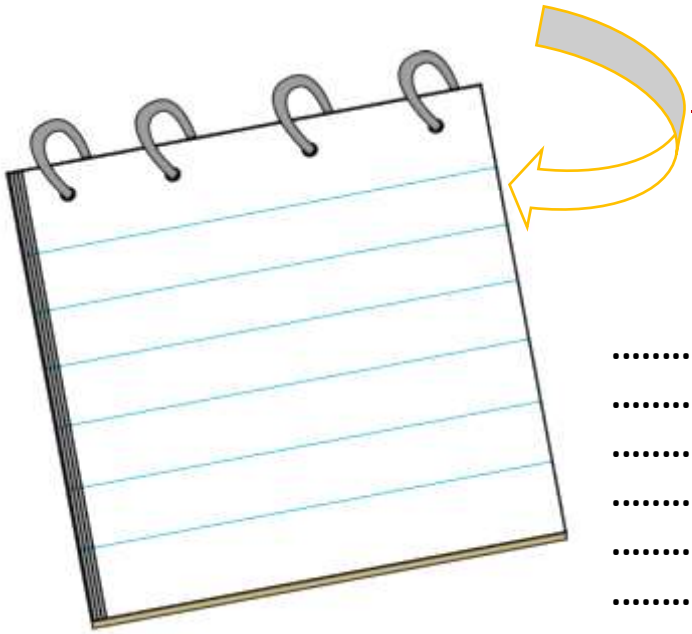
- إحدى الجزيئات التالية لا يمكن أن تكون قاعدة لويس :

1) H_2O 2) PCl_3 3) I^- 4) BF_3

- جميع الجزيئات التالية يمكن أن تكون حمض لويس عدا :

1) Ag^+ 2) BeH_2 3) $NH3$ 4) BF_3

- وضح بالرسم كيف تنشأ الرابطة التناسقية في كل من :



$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

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

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

أشكال الجزيئات والزوايا بين الذرات

أنواع الإلكترونات حول الذرة المركزية

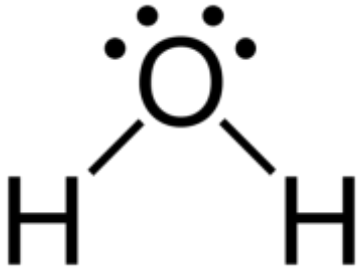
إلكترونات رابطة — **إلكترونات غير رابطة**

- **تتنافر الإلكترونات مع بعضها البعض وذلك وفقًا للترتيب التالي :**

.....

.....

.....



- **وبناءًا على هذا التنافر تفترض نظرية VSPER :**

أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول الذرة المركزية بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافرما بينها أقل ما يمكن (اكثر استقرار) .

هذا يعني أن لكل جزيء شكل فراغي محدد يتخذه للوصول إلى حالة الاستقرار وتقليل التنافر .

ملاحظة :

الأزواج غير الرابطة من الإلكترونات حول الذرة المركزية تشغل حيز أكبر من زوج الإلكترونات الرابطة لأنها تنجذب الى نواة الذرة المركزية فقط اما الزوج الرابط فينجذب لنواتي الذرتين المكونتين للرابطة لذلك فأن تنافر الأزواج غير الرابطة مع الرابطة يقلل من مقدار الزاوية بين الازواج الرابطة عن الزاوية المتوقعة .

✔ أتحقّق: ما العلاقة بين عدد أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة ومقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء؟

.....
.....
.....
.....
.....

الأشكال الفراغية للجزيئات والزوايا بين الروابط :

الحالة الأولى : الجزيئات التي تكون صيغتها العامة { AB2 }

لا يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة (خطي بزاوية 180 ^{0})

يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة (منحني بزاوية 104.5)

أمثلة :

BeH_2

H_2O

C_2H_2

OF_2

الحالة الثانية : الجزيئات التي تكون صيغتها العامة { AB3 }

لا يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة (مثلث مستوي بزاوية 120 ^{0})

يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة (هرم ثلاثي بزاوية 107)

أمثلة :

BF_3

H_3O^+

C_2H_4

NH_3

الحالة الثالثة : الجزيئات التي تكون صيغتها العامة { AB4 }

لا يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة

(رباعي الأوجه منتظم بزاوية 9.5 (10^{0}

أمثلة :

$GeCl_4$

CH_4

الحالة الرابعة : الجزيئات التي تكون صيغتها العامة { AB5 }

لا يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة

(هرم ثنائي مثلث بزاوية 90 , 120 ^{0})

مثال: PCl_5

الحالة الخامسة : الجزيئات التي تكون صيغتها العامة { AB6 }

لا يوجد حول الذرة المركزية إلكترونات غير رابطة

(ثماني السطوح بزاوية 90 ^{0})

مثال: SF_6

أكمل الجدول التالي (اتحقق صفحة 22 من الكتاب المدرسي)

الجزيء	BeH_2	BF_3	SiH_4
تركيب لويس			
الشكل الفراغي			
مقدار الزاوية			

- **تصنّف الأشكال الفراغية إلى أساسية ومشتقة :**

الأشكال الأساسية	الأشكال المشتقة

أفكّر: يحقّقُ الأُكسجينُ في مركّباته قاعدةَ الثمانية، فما الشكلُ المتوقع لجزيء الأوزون O_3؟ وكيف تترتّبُ أزواج الإلكترونات حولَ الذرّة المركزيّة؟

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسةُ:** أوضِّحُ سببَ اختلاف الأشكال الفراغية للجُزَيئات.

.....
.....
.....

3 - أرسمُ تركيبَ لويس والأشكالَ الفراغيّة لكلّ منَ الآتية:

أ . ثنائي فلوريد الأُكسجين OF_2.

ب . رباعي كلورو ميثان CCl_4.

جـ. أيون الهيدرونيوم H_3O^+.

.....
.....
.....
.....
.....
.....

4 - **أفسِّرُ:**

أ . يختلف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات (CH_4 , NH_3 , H_2O)، على الرغم من أنّ الذرّة المركزيّة في كلٍّ منها تُحاط بأربعة أزواج منَ الإلكترونات.

.....
.....
.....
.....

ب . لجزيءِ ثاني أكسيد الكربون CO_2 شكلَ خطّيّ، ولجزيءِ الماء H_2O شكلَ مُنحَنٍ.

.....
.....
.....

5 - عنصران افتراضيان (Y , X)، يرتبطَ كلّ منهما معَ الهيدروجين مكوّنًا الصيغة (XH_3 , YH_3).

أقارن بين الجزيئين من حيث:

أ . تركيب لويس لكلٍّ منهما.

ب . الشكل الفراغيّ لكلٍّ منهما.

جـ. مقدار الزاوية بين الروابط في كلٍّ منهما.

د . امتلاك أزواج إلكترونات غير رابطة.

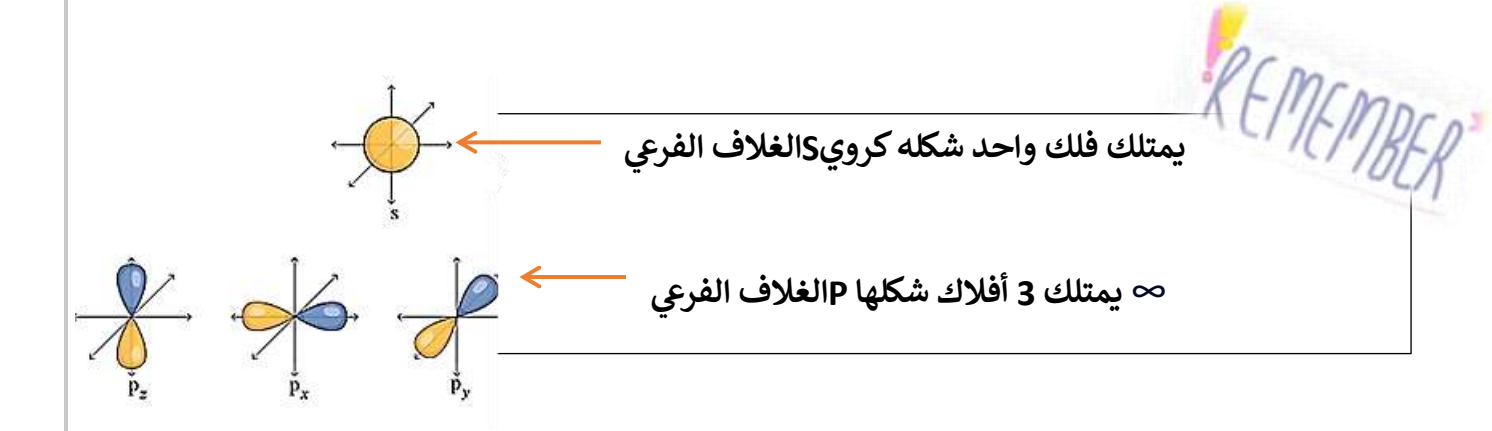
الدرس 2 ◄ الروابط والأفلاك المتداخلة 24-35

يمكن تفسير كيفية توزع الإلكترونات في الأفلاك التي عجزت نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ من تفسيرها بالاعتماد على :

1. نظرية رابطة التكافؤ **2. نظرية الأفلاك الجزيئية**

فسّرت تداخل الأفلاك لتكوين الرابطة سيجما وباي في الجزيئات البسيطة التي تتكون من ذرتين فقط مثل :

H_2 , F_2 , Cl_2 , HCl , N_2



يمتلك فلك واحد شكله كرويSالغلاف الفرعي

∞ يمتلك 3 أفلاك شكلها Pالغلاف الفرعي

أنواع الروابط التساهمية

.....	.....	.....

تدريب حدد عدد الإلكترونات المنفردة التي يمتلكها كل عنصر مما يلي :

Cl_{17}	O_8
H_1	Ne_{10}

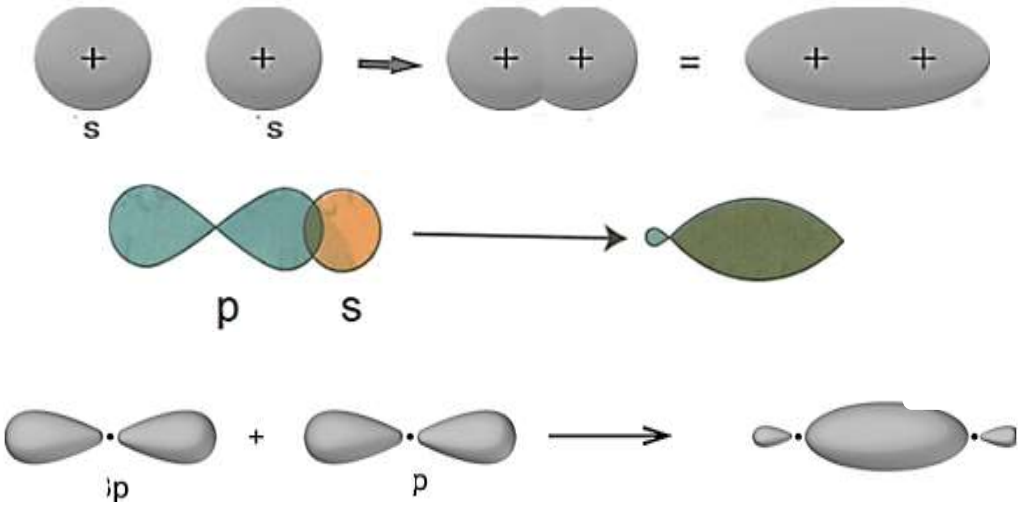
توضيح

- الأفلاك التي تحتوي إلكترونات منفردة هي التي تكوّن الروابط (التداخلات)
- لا يحدث التداخل باي (الجانبي) إلا بعد حدوث التداخل سيجما (الرأسي)
- الرابطة سيجما أقوى من الرابطة باي.
- الكثافة الإلكترونية هي منطقة التداخل بين الذرتين والتي يتركز فيها وجود إلكترونات الرابطة.

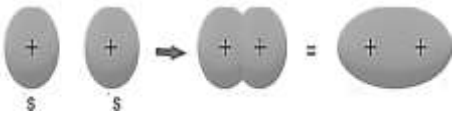
❖ **أولًا : كيف يتم تداخل الأفلاك لتكوين الرابطة سيجما ؟**

✓ تنشأ الرابطة سيجما من تداخل رأسي بين أفلاك (S – S) أو (S – P) أو (P – P) .

✓ تكون منطقة الكثافة الإلكترونية على طول المحور الواصل بين نواتي الذرتين المرتبطتين .



✓ تداخل أفلاك (S – S) :



تداخل الأفلاك في جزيء الهيدروجين H_2

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

✓ تداخل أفلاك (S – P) :

تداخل الأفلاك في جزيء HCl

.....

.....

.....

.....

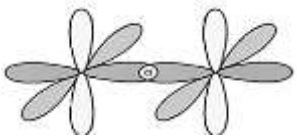
.....

.....

.....

.....

✓ تداخل أفلاك (P – P) :



تداخل الأفلاك في جزيء F_2

.....

.....

.....

.....

.....

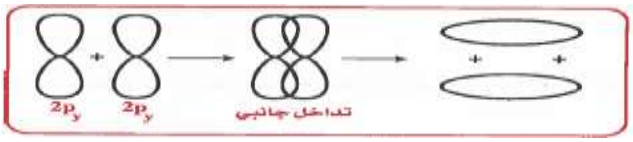
.....

.....

.....

❖ **ثانيًا : كيف يتم تداخل الأفلاك لتكوين الرابطة باي؟**

✓ **تنشأ الرابطة سيجما من تداخل جانبي بين أفلاك (P – P) فقط .**



✓ **تكون منطقة الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرتين المرتبطتين .**

لذلك هي أضعف من الرابطة سيجما

✓ **وضح كيف يتم تداخل الأفلاك لتكوين الروابط في الجزيئات التالية :**

جزيء O_2

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

جزيء N_2

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

وجه المقارنة	الرابطة سيجما	الرابطة باي
نوع التداخل		
الأفلاك المتداخلة		
منطقة الكثافة الإلكترونية		

التهجين والأفلاك المُهجَّنة Hybridization and Hybrid Orbitals

مشكلة : تشير الدراسات إلى أن بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبها مع الحقائق التي جاءت بها نظرية رابطة التكافؤ والنظرية الأفلاك الجزيئية (عدم التوافق في مقدار الزاوية أو في عدد الروابط التي تكونها الذرة أو كلاهما)

الحل : افترض العلماء أن الذرة تستخدم أفلاك تختلف عن الأفلاك الذرية التي تظهر في تركيب الذرة الإلكتروني ، وهذه الأفلاك الجديدة تنشأ من اندماج بين أفلاك التكافؤ في الذرة نفسها (نظرية الأفلاك المهجنة).

هذا يعني أن عملية التهجين فسرت تكون الروابط وتداخل الأفلك في الجزيئات التي تحتوي ذرة مركزية

(تتكون من 3 ذرات فأكثر)

- **التهجين:** هو اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لينتج منه الأفلاك جديدة تتشابه في الشكل والسعة والطاقة وتختلف في الاتجاه الفراغي .

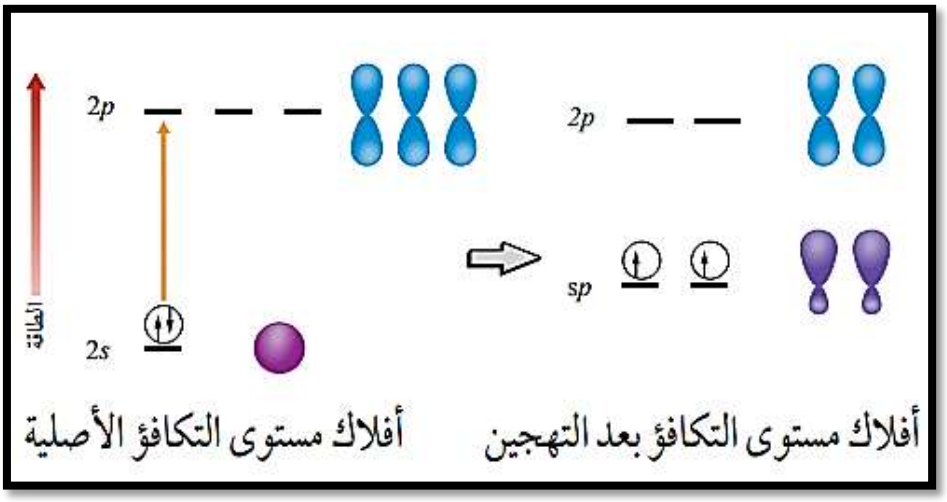
الفلك s

شكل فلك p

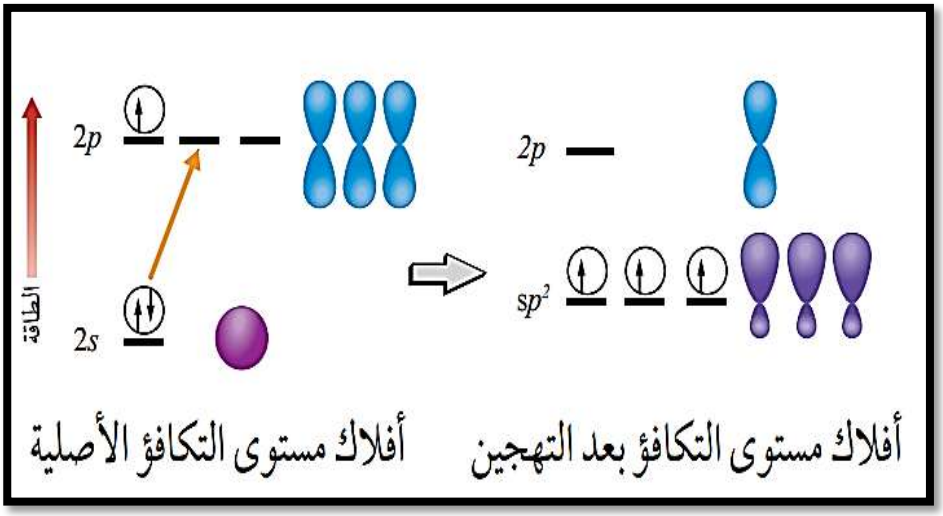
الفلك المُهَجَّن sp^3

- **أنواع التهجين :**

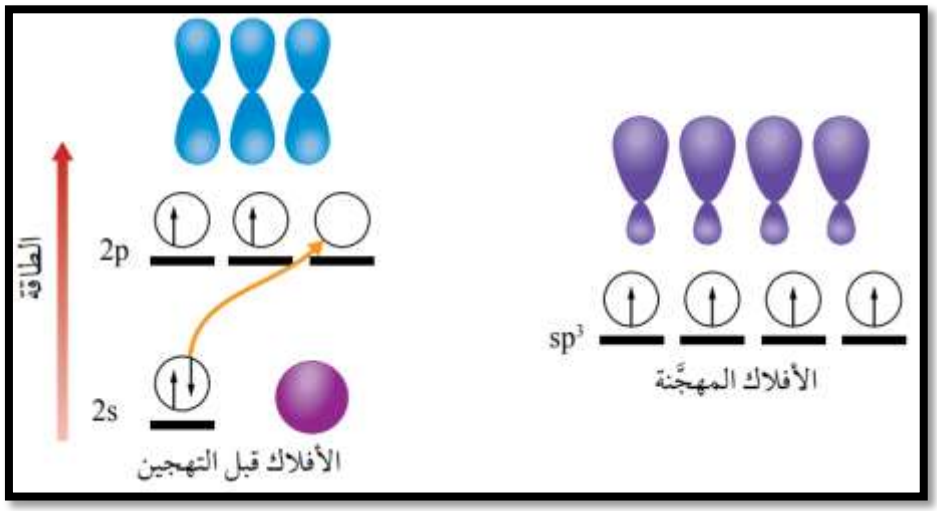
1. **تهجين sp : يندمج فيه فلك s مع فلك p**



2. **تهجين sp^2 : يندمج فيه فلك s مع اثنين من أفلاك p**



3. **تهجين sp^3 : يندمج فيه فلك s مع ثلاثة أفلاك p**



- **مبررات التهجين :**

1. **تفسير مقدار الزاوية .**
2. **تفسير عدد الروابط التي تكونها الذرة المركزية .**

يرتبط نوع التهجين بالشكل الفراغي للجزيء كما يلي :

الشكل الفراغي	نوع التهجين
خطي	SP
مثلث مستوٍ وما يشتق عنه	SP^2
رباعي أوجه منتظم وما يشتق عنه	SP^3

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

➢ **أكمل الجدول التالي :**

الجزئ	الشكل الفراغي للجزئ	نوع التهجين على الذرة المركزية	نوع الافلاك المتداخلة
$SiCl_4$			
PCl_3			
OF_2			
NF_3			
$BeCl_2$			
BH_3			
H_2O			
NH_3			

➢ **فسر سبب التهجين لكل من الجزيئات التالية**

H_2O	CH_4
BH_3	NH_3

➢ **قارن بين مركبات الكربون التالية :**

	CH_4	C_2H_4	C_2H_2
الشكل الفراغي			
نوع التهجين			
عدد روابط سيجما وباي			
الأفلاك المتداخلة			

قطبيّة الجزيئات Polarity of Molecules

تعتمد قطبية الرابطة على فرق الكهروسالبية بين الذرتين المكونتين للرابطة فتزداد بزيادة الفرق.

- الكهروسالبية هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها .

.....

- وفق مقياس باولنج :

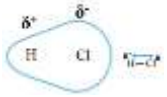
فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
أعلى من 2	أيونية
من 0.4 - 2	تساهمية قطبية
أقل من 0.4	تساهمية غير قطبية

➢ في الجزيئات النقية يكون فرق الكهروسالبية = 0

أولًا قطبية الجزيئات البسيطة

الجزيء البسيط

قطبي



يوجد فرق في الكهروسالبية

غير قطبي

لا يوجد فرق في الكهروسالبية

ثانيًا قطبية الجزيئات التي تحتوي ذرة مركزية

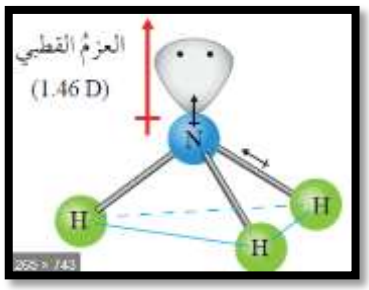
قطبية هذه الجزيئات تعتمد بشكل أساسي على **الشكل الفراغي**
والذرات الطرفية المرتبطة بالذرة المركزية

الأشكال الفراغية

الأشكال المشتقة

(منحني – هرم ثلاثي)

دائمًا قطبية لأن محصلة العزوم القطبية لا تساوي صفر

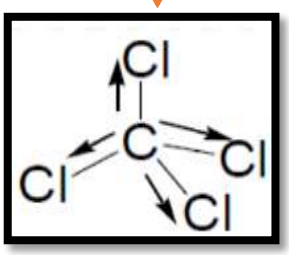


الأشكال الأساسية

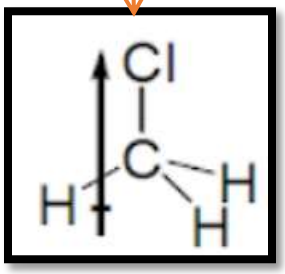
(خطي – مثلث مستوٍ – رباعي أوجه المنتظم)

انظر الذرات الطرفية

متشابهة يكون الجزيء غير قطبي



مختلفة يكون الجزيء قطبي



ملاحظات هامة :

- **المركبات الهيدروكربونية هي مركبات غير قطبية دائمًا لأنه لا يوجد فرق في الكهرو سالبية بين الكربون والهيدروجين .**
- **الذرة الأعلى كهروسالبية في الجزيء يتكون عليها شحنة جزيئية سالبة ( ) والذرة الأقل كهروسالبية يتكون عليها شحنة جزيئية موجبة ( ) .**
- **الإلكترونات الغير رابطة على الذرة المركزية لها دائمًا عزم قطبي باتجاه الأعلى (بعيد عن المركز)**
- **نعبر عن قطبية الرابطة بسهم رأسه يشير إلى الذرة الأعلى كهروسالبية .**

➢ **قارن بين كل مما يلي :**

العزم القطبي لجزيء الماء H_2O و الجزيء OF_2

العزم القطبي للجزيء NH_3 ولجزيء NF_3

➢ أكمل الجدول التالي :

الجزيء	الشكل الفراغي	قطبي / غير قطبي	السبب
HCl	ـــــ		
H_2O			
BF_3			
CH_4			
NH_3			
O_2	ـــــ		
HCN			

4 - أفَسِّرُ:

أ . الجزيء NF_3 قطبي في حين الجزيء BF_3 غير قطبي.

.....

.....

.....

ب . العزمُ القطبيُّ لجزيء الماء (H_2O) أكبرُ مِنَ العزم القطبيِّ للجزيء (OF_2).

5 - إذا علمتُ أنَ العنصرين ($_4X$, $_8Y$) يرتبطَ كلّ منهما مَعَ الهيدروجين مكوِّنًا الصيغةَ (YH_2, XH_2)، فأجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

	XH_2	YH_2
تركيب لويس		
الشكل الفراغي		
نوع تهجين الذرة المركزية		
مبررات التهجين		
القطبية		

6 - يُستخدمُ الأستيلين في قصّ الفلزات وَلِحامِها في وُرَشِ تصليحِ هياكل السيارات.

أدرسُ جزيءَ الأستيلين (CH≡CH)، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أتوقَّعُ نوعَ التهجين الذي تستخدمُهُ كلٌّ مِن ذرّتي الكربون في الجزيء.

ب . أُحَدِّدُ عددَ الروابط سيجما وباي في الجزيء.

جـ. أسمّي الأفلاكَ التي تستخدِمُها ذرّةُ الكربون في تكوين كلٍّ مِنَ الروابط الآتية:

(C≡C), (C-H)

الدرس 3 ◄ القوى بين الجزيئات 36 - 46

القوى بين الجزيئات

هي قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة و تختلف بطبيعتها عن الروابط الكيميائية التي تنشأ بين الذرات وهي أضعف منها بكثير .

تعد هذه القوى هي المسؤولة عن خصائص المادة الفيزيائية

(درجتي الغليان والانصهار ، طاقة التبخر ، تحولات المادة الفيزيائية)

أنواعها ثلاثة

1- الروابط الهيدروجينية 2- قوى ثنائية القطب 3- قوى لندن

في المواد الصلبة تكون أكثر قوة مما في المواد السائلة

في المواد السائلة قوية بما يكفي لثبات حجمها

في المواد الغازية ضعيفة جدًا

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

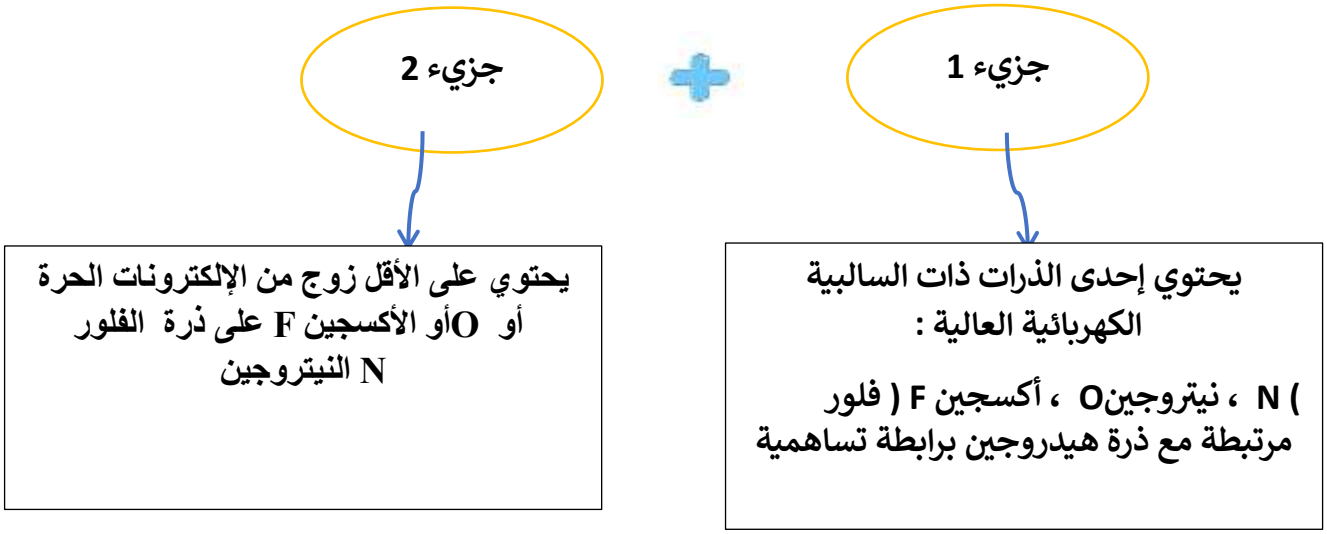
.....

.....

.....

.....

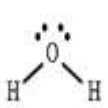
الروابط الهيدروجينيّة Hydrogen Bonds

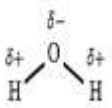


في هذه الرابطة :

- ترتبط الشحنة الجزيئية الموجبة الموجودة على ذرة الهيدروجين في الجزيء الأول مع زوج الإلكترونات الحر الموجود على احدى ذرات N O F في الجزيء الآخر .
- ترسم على شكل خط منقط لتمييزها تكون أطول من الرابطة التساهمية وأضعف منها.

✓ أتحقّق أُحَدِّدُ من بين الموادّ الآتية الموادَّ التي ترتبطُ جزيئاتُها بروابطَ هيدروجينيّة: CH_3NH_2 , HBr , CH_3OH , $CHCl_3$



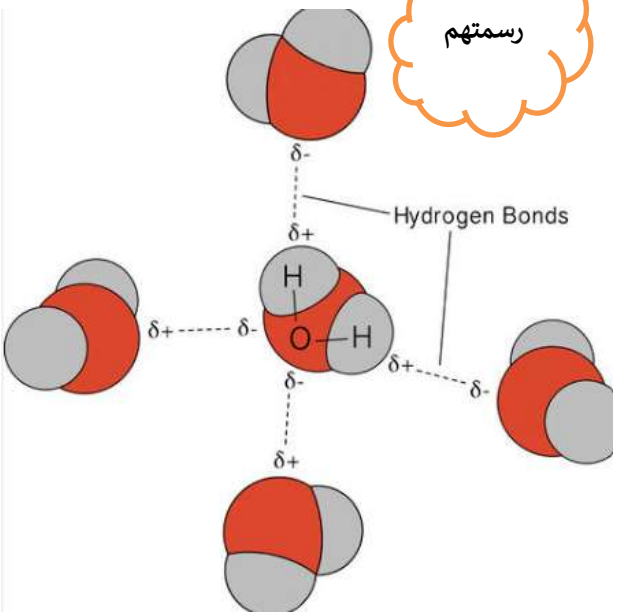


الترابط الهيدروجيني بين جزيئات الماء H_2O

كل جزيء من الماء يمكن أن يكوّن حتى 4 روابط هيدروجينية كما في الشكل التالي :

رسمتنا

رسمتهم

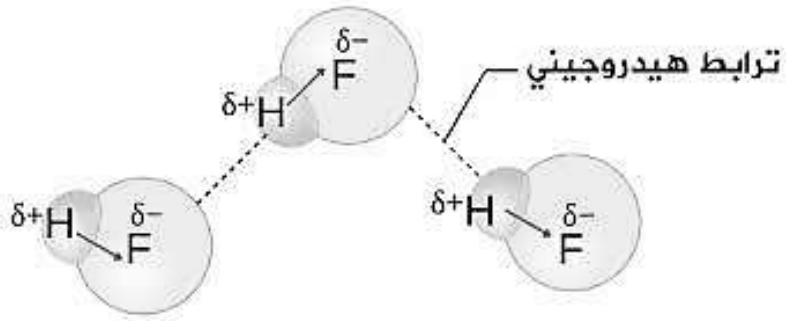


وضح بالرسم كيف يتم الترابط الهيدروجيني بين جزيء الماء H_2O وجزيء الميثانول CH_3OH

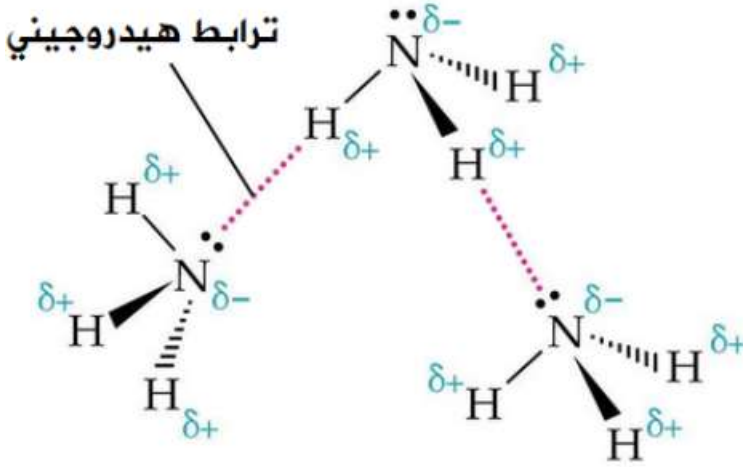
الترابط الهيدروجيني بين جزيئات HF

كل جزيء من فلوريد الهيدروجين يكوّن حتى رابطتين هيدروجينيتين كما في الشكل .

لذلك درجة غليان HF ..... من درجة غليان H_2O



الترابط الهيدروجيني بين جزيئات الأمونيا NH_3



➢ **فسّر ما يلي :**

1- قوة الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين HF أكبر منها بين جزيئات الماء ؟

لأن قطبية الرابطة H-F أكبر(اقوى) من قطبية الرابطة H-O (قطبية الرابطة H-F > H-O > H-N)

وذلك لأن .....

.....

2- درجة غليان H_2O أعلى من درجة غليان HF بالرغم من أن قطبية الربطة H-F أقوى من قطبية H-O ؟

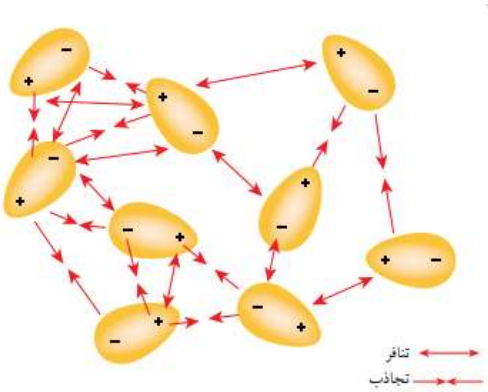
.....

.....

القوى ثنائيّة القطب Dipole-Dipole Forces

- **هي قوى تجاذب تنشأ بين الجزيئات القطبية .**

تترتب الجزيئات بحيث تتغلب قوى التجاذب على قوى التنافر وتبقى الجزيئات متماسكة في الحالة الصلبة أو السائلة



*** يأتي تأثير قوى ثنائية القطب في المرتبة الثانية بعد قوى الروابط الهيدروجينية في التأثير في درجات الغليان**

(الهيدروجينية أقوى من ثنائية القطب).

✓ أتحقق

1 - أُحَدِّدُ الموادَّ التي يُتوقّعُ أنّ ترتبطَ جزيئاتُها في الحالة السائلة بقوى ثنائيّة القطب: HI , BF_3 , CO_2

2 - أُرَتِّبُ الموادَّ الآتيةَ تصاعديًّا بحسب درجة غليانها:

NH_3 , CH_3OH , CH_3Cl

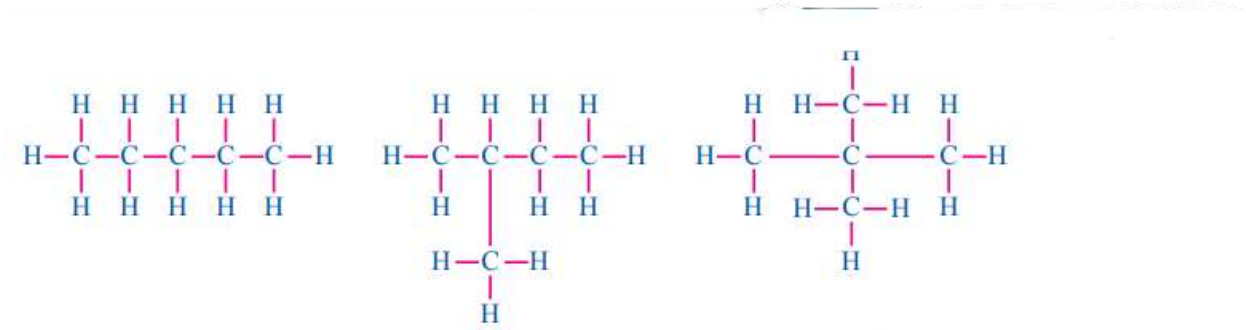
قوى لندن London Forces

- **قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات .**
- **تنشأ قوى لندن في جميع الجزيئات والذرات ولكنها تظهر في الغازات النبيلة والجزيئات الغير قطبية .**
- **<u>تعتمد قوتها على</u> :**

1-تزداد بزيادة عدد الإلكترونات في الجزيء (كتلته المولية) فسر ذلك

.....

2- طول السلسلة الكربونية للمركبات الهيدروكربونية (السلسلة الأطول اقوى من السلسلة الأقصر بسبب زيادة فرصة التجاذب على طول السلسلة) .



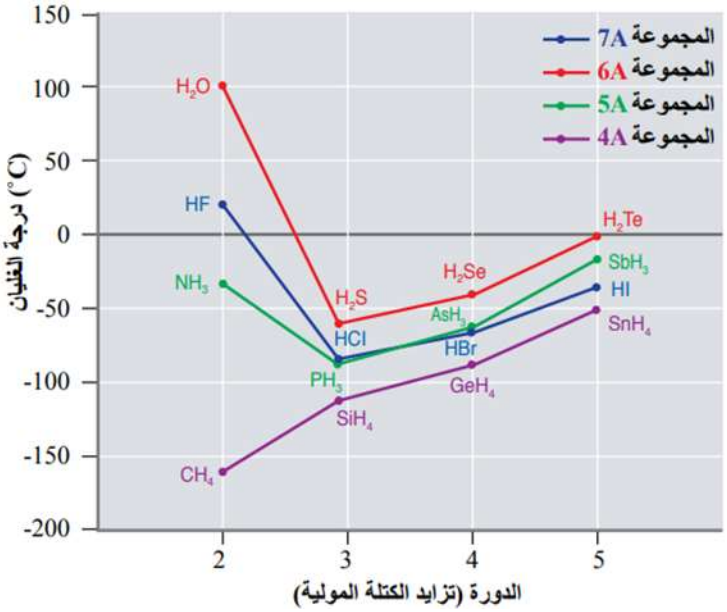
اسم المركب	2، 2- ثنائي ميثيل بروبان	2- ميثيل بيوتان	بنتان
درجة الغليان	9.5 °C	28 °C	36 °C
طاقة التبخر	22.8 kJ\mol	24.7 kJ\mol	25.8 kJ\mol

✓ أتحقّق:

1 - أُحَدِّدُ الموادَّ التي ترتبط جسيماتُها ارتباطًا رئيسًا بقوى لندن في ما يأتي: C_3H_8 , CH_3CH_2OH , Ne , $SiCl_4$, HBr

2 - أيُّها أتوقّع أن يكون له درجة غليان أعلى، C_5H_{12} أم C_3H_8؟ أبرّر إجابتي.

➢ **ادرس الشكل التالي وأجب عمّا يليه من أسئلة :**



فسر :

1- وجود فرق كبير بين درجة غليان CH_4 و NH_3

.....

.....

.....

.....

2- درجة غليان SbH_3 أعلى من درجة غليان NH_3

.....

.....

.....

.....

.

3- درجة غليان مركبات المجموعة الرابعة مرتبة $GeCl_4 > SiCl_4 > CCl_4$

.....

.....

مراجعةُ الدرس

1 - **الفكرةُ الرئيسةُ:** أُوَضِّحُ سببَ اختلاف المواد في خصائصها الفيزيائيّة.

.....

.....

3 أُوَضِّحُ، تكوُّنَ ثنائيِّ القطب اللحظيّ بين ذرّات الهيليوم (He).

.....

.....

.....

4 - **أُفَسِّرُ:**

أ . درجةُ غليان المركّب $HOCH_2CH_2OH$ أعلى من درجة غليان المركّب CH_3CH_2OH.

.....

.....

5 - أُحَدِّدُ نوعَ قوى التجاذب بين جسيمات كلٍّ منَ الموادّ الآتية في الحالة السائلة:

$CH_2= CH_2$, HBr , $CH_3CH_2NH_2$, He

.....

.....

6 - أُرَتِّبُ الموادَّ الآتيةَ تصاعديًّا نحسب تزايد قوّة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة في الظروف نفسها:

CH_3OH , CH_4 , HCl , C_2H_6

.....

.....