



الصف الأول ثانوي

الكيمياء

اعداد : صهيب العاصي

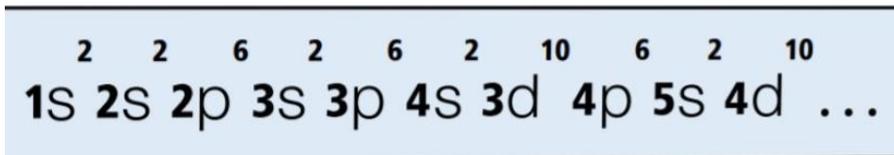
الوحدة الأولى : أشكال الجزيئات والقوى فيما بينها

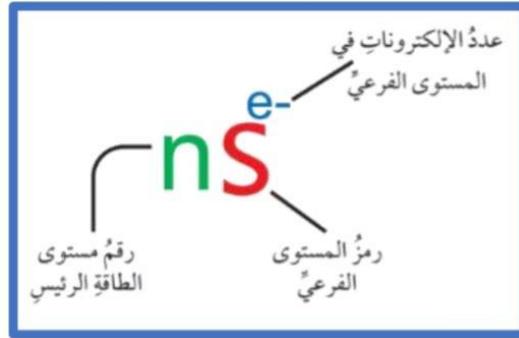
• مراجعة لمعلومات سابقة :

- درست سابقاً أن لكل عنصر عدد ذريّ خاص به يميّزه عن غيره من العناصر ، ونستطيع من خلال العدد الذريّ تحديد الكثير من الأمور المتعلقة بالعنصر .

العدد الذريّ = عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة (غير المشحونة)

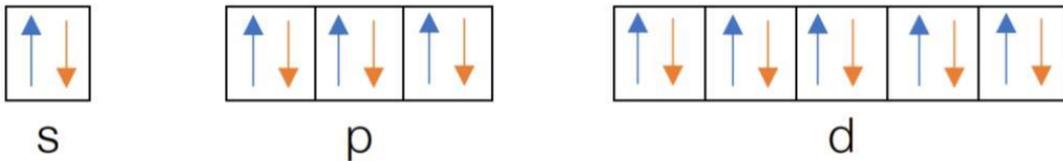
- يتم التوزيع الإلكتروني للعنصر اعتماداً على عدده الذريّ ، وذلك بتوزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة الفرعية حسب الترتيب الآتي :



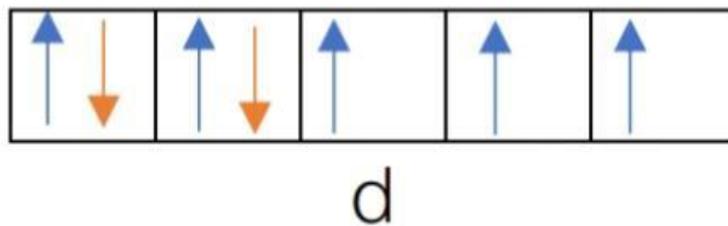


الشكل العام للفلك	السعة القصوى من الإلكترونات	عدد الأفلاك	رمز المستوى الفرعي
○ كروي	2	1	s
∞ رمز اللانهاية	6	3	p
.....	10	5	d

• يحتوي كل مستوى فرعي على أفلاك ، بحيث يستطيع كل فلك أن يحمل إلكترونين كحد أقصى ، ويكون اتجاه دوران الإلكترونين الموجودين في الفلك معاكساً لبعضهما .



مثال : ما هو ناتج التوزيع الإلكتروني لسبعة إلكترونات في المستوى الفرعي d (d^7) ؟



الدرس الأول : نظرية تناثر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

- مستوى التكافؤ : هو مستوى الطاقة الخارجي (الأخير) في الذرة .
 - إلكترونات التكافؤ : هي الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي (الأخير) للذرة ، وتحدّد نوع الروابط التي تكوّنّها الذرة .
- ملاحظة:

المجموعة : الخطوط العمودية في الجدول الدوري.

الدورة : هي الخطوط الأفقية في الجدول الدوري .

* يمكن تحديد المجموعة التي ينتمي إليها العنصر في الجدول الدوري من خلال عدد إلكترونات التكافؤ :

عدد إلكترونات التكافؤ = رقم مجموعة العنصر

* يمكن تحديد الدورة التي ينتمي إليها العنصر في الجدول الدوري من خلال رقم مستوى التكافؤ :

رقم مستوى التكافؤ = رقم دورة العنصر

مثال : اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية ، وقم بتحديد مستوى التكافؤ وعدد إلكترونات التكافؤ :



من خلال التوزيع الإلكتروني للعنصر نستنتج أنّ :

رقم مستوى التكافؤ = 2 (رقم الدورة) ، عدد إلكترونات التكافؤ = 6 (رقم المجموعة)



رقم مستوى التكافؤ = 2 ، عدد إلكترونات التكافؤ = 7



رقم مستوى التكافؤ = 3 ، عدد إلكترونات التكافؤ = 1

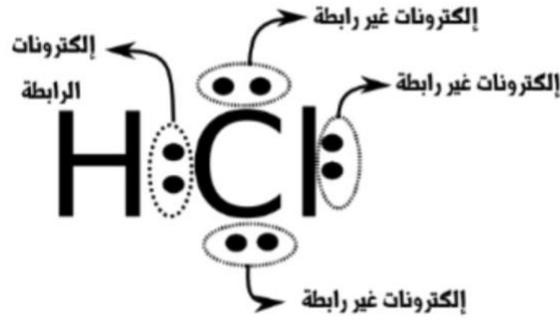
- الرابطة التساهمية : هي رابطة تنشأ بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات ، وبذلك يكون لها ثلاثة أنواع : (أحادية وثنائية وثلاثية)
- الذرة المركزية : هي الذرة الأقل عدداً في الجزيء ، وتقوم بتكوين أكثر من رابطة واحدة.
- أزواج الإلكترونات الرابطة : هي إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط.
- أزواج الإلكترونات غير الرابطة : هي إلكترونات مستوى التكافؤ التي لم تشارك في تكوين الروابط .

- معلومة :

* تتفاعل ذرات العناصر حتى تصل إلى حالة الاستقرار بحيث تصبح مشابهة في تركيبها لأقرب غاز نبيل لها في الجدول الدوري (عناصر المجموعة الثامنة) ، وتصل العناصر إلى حالة الاستقرار عندما تمتلك ٨ إلكترونات تكافؤ ، وهذا ما يسمى بقاعدة الثمانية.

- تركيب لويس : هو نموذج يتم فيه كتابة رمز العنصر الكيميائي ، وترسم حوله نقاط تمثل عدد الإلكترونات التكافؤ.

	1								18
1	H.								He:
2	Li·	Be·		.B·	.C·	.N:	.O:	.F:	.Ne:
3	Na·	Mg·		.Al·	.Si·	.P:	.S:	.Cl:	.Ar:
4	K·	Ca·		.Ga·	.Ge·	.As:	.Se:	.Br:	.Kr:
5	Rb·	Sr·		.In·	.Sn·	.Sb:	.Te:	.I:	.Xe:
6	Cs·	Ba·		.Tl·	.Pb·	.Bi:	.Po:		.Rn:



• خطوات رسم تركيب لويس للجزيئات :

١ - نحدد عدد الكتلونات التكافؤ لكل ذرة في الجزيء من خلال توزيعها الإلكتروني أو رقم المجموعة للعنصر .

٢ - نقوم بحساب عدد الكتلونات التكافؤ الكلي للجزيء (Total valence electrons)، كما يلي :

عدد الكتلونات التكافؤ الكلي = (عدد الكتلونات تكافؤ الذرة × ١ عدد ذراتها) + (عدد الكتلونات تكافؤ الذرة × ٢ عدد ذراتها)

$$\text{Total (v.e)} = (\text{v.e})_{\text{atom1}} \times n_{\text{atom1}} + (\text{v.e})_{\text{atom2}} \times n_{\text{atom2}} \dots\dots\dots$$

٣ - نحسب عدد أزواج الكتلونات التكافؤ ، وذلك بقسمة العدد الكلي على ٢ :

$$\text{عدد أزواج الكتلونات} = \text{عدد الكتلونات الكلي} \div (٢)$$

٤ - نحدد الذرة المركزية في الجزيء ، وهي الذرة الأقل عدداً والتي تقوم بأكبر عدد من الروابط ، وبعدها نقوم بتوزيع الذرات الطرفية حولها ، ثم نرسم روابط أحادية بين الذرة المركزية وكل ذرة طرفية (كل رابطة تمثل زوج واحد من الكتلونات) .

٥ - نقوم بتوزيع أزواج الكتلونات المتبقية حول الذرات الطرفية بحيث تحقق كل منها قاعدة الثمانية (حالة الاستقرار) .

٦ - نقوم بتوزيع ما تبقى من أزواج الكتلونات حول الذرة المركزية ، ثم نتأكد أن الذرة المركزية حققت قاعدة الثمانية ، وان لم تحقق قاعدة الثمانية نقوم بحويل أزواج الكتلونات من الذرات الطرفية إلى روابط ثنائية أو ثلاثية بينها وبين الذرة المركزية .

٧ - نقوم بحساب الشحنة الجزئية لكل ذرة :

$$\text{الشحنة الجزئية} = (\text{عدد الكتلونات التكافؤ} - \text{عدد الإلكترونات المحيطة بها})$$

وبعدها نتأكد أن مجموع الشحنات الجزئية للذرات يساوي الشحنة الكلية للجزيء :

* المجموع يجب أن يساوي صفر في الجزيء المتعادل (غير المشحون) .

* المجموع يجب أن يساوي الشحنة الكلية في الجزيء الأيوني (يمتلك شحنة) .

مثال ١ :

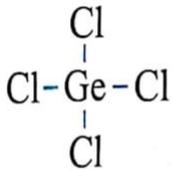
أحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في جزيء GeCl_4 .
تحليل السؤال (المعطيات)

لاحظ أن الكلور من المجموعة السابعة، وتمتلك ذرته 7 إلكترونات في مستوى التكافؤ، بينما الجيرمانيوم من المجموعة الرابعة، وتمتلك ذرته 4 إلكترونات تكافؤ؛ وبهذا فإن عدد إلكترونات التكافؤ الكلية يساوي

$$\text{Total (v.e)} = (\text{v.e})_{\text{Ge atom}} \times n_{(\text{Ge atom})} + (\text{v.e})_{\text{Cl atom}} \times n_{(\text{Cl atom})}$$

$$\text{Total (v.e)} = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32 e$$

وعليه، فيكون عدد أزواج إلكترونات التكافؤ



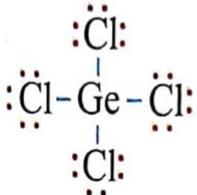
$$\text{v.e.p} = \frac{32}{2} = 16 \text{ زوجاً}$$

الحل:

نحدد الذرة المركزية، وهي ذرة Ge؛ الأقل عدداً، ونوزع ذرات Cl حولها، ثم نضع بينها روابط أحادية. نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة - عدد أزواج الإلكترونات الرابطة):

$$\text{v.e.p} - \text{B.e.p} = 16 - 4 = 12 \text{ زوجاً}$$

نوزع أزواج الإلكترونات المتبقية حول الذرات الطرفية Cl، بحيث تحقق كل منها قاعدة الثمانية.



يتضح من تركيب لويس للجزيء GeCl_4 أنه ذرة Ge تحاط بأربعة أزواج إلكترونات رابطة، ولا توجد حولها أزواج إلكترونات غير الرابطة.

*ملاحظة : عند رسم تركيب لويس للجزيء الأيوني فإننا نتبع نفس الخطوات السابقة، لكننا نقوم بإضافة شحنة الأيون إلى عدد التكافؤ الكلي كالاتي :

• عدد التكافؤ الكلي للأيون الموجب = عدد إلكترونات التكافؤ الكلي للذرات في الأيون - شحنة الأيون

• عدد التكافؤ الكلي للأيون السالب = عدد إلكترونات التكافؤ الكلي للذرات في الأيون + شحنة الأيون

مثال ٢ :

أكتب تركيب لويس، وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأيون CO_3^{2-} . (العدد الذري لذرة C يساوي 6، وللذرة O يساوي 8).

تحليل السؤال (المعطيات)

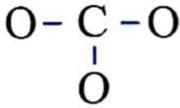
ذرة الكربون أقل عددًا، وتكون عددًا أكبر من الروابط؛ لذا فإنها تمثل الذرة المركزية. نحسب عدد إلكترونات التكافؤ الكلي لجميع الذرات في الأيون، ولوجود الشحنة السالبة (-2) نضيف إليها إلكترونين:

$$\text{Total (v.e)} = (\text{v.e})_{\text{C atom}} \times n_{(\text{C atom})} + (\text{v.e})_{\text{O atom}} \times n_{(\text{O atom})} + 2$$

$$\text{Total (v.e)} = (4 \times 1 + 6 \times 3) + 2 = 24 \text{ e}$$

نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة

$$\text{v.e.p} = \frac{24}{2} = 12 \text{ زوجاً}$$



الحل:

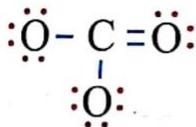
نوزع ذرات الأكسجين حول ذرة الكربون المركزية، ونرسم بينها روابطً أحادية.

نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتبقية (عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة - عدد أزواج الإلكترونات الرابطة):

$$\text{v.e.p} - \text{B.e.p} = 12 - 3 = 9 \text{ أزواج}$$

نوزع أزواج الإلكترونات المتبقية حول الذرات الطرفية O، بحيث تحقق كل منها قاعدة الثمانية.

لاحظ أن ذرة الكربون لم تحقق قاعدة الثمانية. ولتحقيق ذلك، يمكن تكوين رابطة ثنائية بين ذرة الكربون وإحدى ذرات الأكسجين، كما الشكل المجاور:

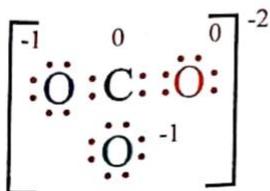


نحسب الشحنات الجزئية لكل ذرة (عدد إلكترونات التكافؤ - عدد الإلكترونات المحيطة بها فقط).

$$\text{C} = 4 - 4 = 0, \quad \text{O} = 6 - 6 = 0$$

$$\text{O} = 6 - 7 = -1, \quad \text{O} = 6 - 7 = -1$$

لاحظ أن مجموع الشحنات يساوي (-2)، وهو يساوي شحنة الأيون. وعليه، فيكون تركيب لويس كما يأتي:



وبهذا نجد أن ذرة الكربون تحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات الرابطة، ولا تمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة.

* استثناءات قاعدة الثمانية :

- تعلّمتَ مما سبق أن ذرات العناصر تقوم بعمل روابط ومشاركة الإلكترونات حتى تصل إلى حالة الاستقرار ، وبذلك تحقق قاعدة الثمانية .

إلا أن بعض الذرات التي تكوّن روابط تساهمية في مركباتها لا تحقق قاعدة الثمانية ، فمنها ما يكون عدد الإلكترونات المحيطة بها أقل من ثمانية ، ومنها ما قد يمتلك أكثر من ثمانية .

ومن الأمثلة على هذه العناصر :

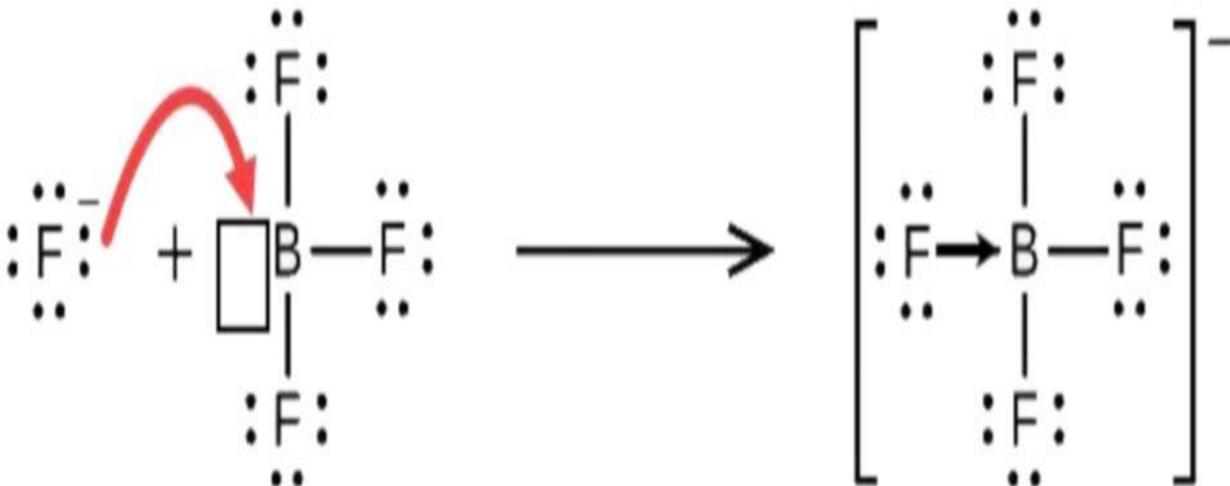
- ١ - عنصر البريليوم (Be) الذي يستقرّ بأربعة الكترونات (زوجين)
- ٢ - عنصر البورون (B) الذي يستقرّ بستّة الكترونات (٣ أزواج)
- ٣ - عنصر الكبريت (S) الذي يستقرّ في بعض المركّبات بعشر الكترونات (٥ أزواج)
- ٤ - عنصر الفسفور (P) الذي يستقرّ في بعض المركّبات باثنى عشر الكتروناً (٦ أزواج)

عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية	تركيب لويس	الشكل البنائي للجزيء	الصيغة الجزيئية للمركّب
2		$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	BeCl_2
3			BCl_3
5			PCl_5
6			SF_6

- الرابطة التناسقية : هي احدى انواع الرابطة التساهمية التي تنشأ نتيجة مشاركة احدى الذرتين بزوج من الالكترونات ، في حين تشارك الأخرى بفلك فارغ .

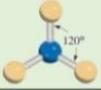
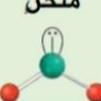
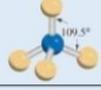
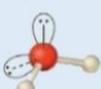
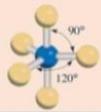
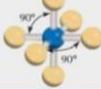
ومن الأمثلة على ذلك تكوين أيون (NH_4^+) وأيون (BF_4^-) ، حسب الآلية الآتية :

إلكترونات النيتروجين



• نظرية تنافر أزواج الإلكترونات مستوى التكافؤ (VSEPR) :

هي نظرية يمكن من خلالها التنبؤ بأشكال الجزيئات ، فهي تفترض أن الإلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر بينها أقل ما يمكن ، مما يجعل الجزيء أكثر ثباتاً واستقراراً .

عدد مجموعات الإلكترونات	الرمز المختصر	عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والرسم	الزاوية	مثال
2	AX_2	0	خطي 	180°	BeF ₂ BeCl ₂ CO ₂ HCN
3	AX_3	0	مثلث مستو [مثلث مسطح] 	120°	BF ₃ BCl ₃
	AX_2E	1	منحن 	أقل من 120°	SO ₂
4	AX_4	0	رباعي الأوجه منتظم 	109.5°	CH ₄
	AX_3E	1	هرم ثلاثي 	107°	NH ₃
	AX_2E_2	2	منحن 	104.5°	H ₂ O
5	AX_5	0	هرم ثنائي مثلث 	$120^\circ, 90^\circ$	PCl ₅ IF ₅
6	AX_6	0	هرم ثماني السطوح 	90°	SF ₆

الدرس الثاني : الروابط والأفلاك المتداخلة

فسرت نظرية تنافر أزواج الكترونات مستوى التكافؤ تكوين الروابط بين الذرات والزوايا فيما بينها ، وتمكنت من التنبؤ بأشكال الجزيئات ، لكنها لم توضح كيفية توزع الالكترونات في الأفلاك ، لذلك سوف نتعرف على نظرية تفسر ذلك وهي نظرية رابطة التكافؤ .

• تداخل أفلاك مستوى التكافؤ :

- نظرية رابطة التكافؤ : نظرية تبين تداخل أفلاك تكافؤ الذرتين في المنطقة الفراغية بينهما بحيث تتكون الرابطة بينهما .
- الكثافة الإلكترونية : هي منطقة بين الذرتين المكونتين للرابطة التساهمية ، يتركز فيها وجود أزواج الكترونات الرابطة .

* الرابطة التساهمية لها نوعان :

١ - سيجما (σ) ٢ - باي (π)

*قاعدة : أول رابطة تنشأ بين أي ذرتين هي الرابطة سيجما ، وباقي الروابط تكون من النوع باي ، أي أنه لا تتكون الرابطة باي إلا بعد تكوّن الرابطة سيجما .

- كيفية نشوء رابطة سيجما : عند اقتراب الذرتين من بعضهما يتداخل فلكا مستوى التكافؤ لكل منهما وتزداد الكثافة الإلكترونية على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين ، وتنجذب نحوها كل من الذرتين .

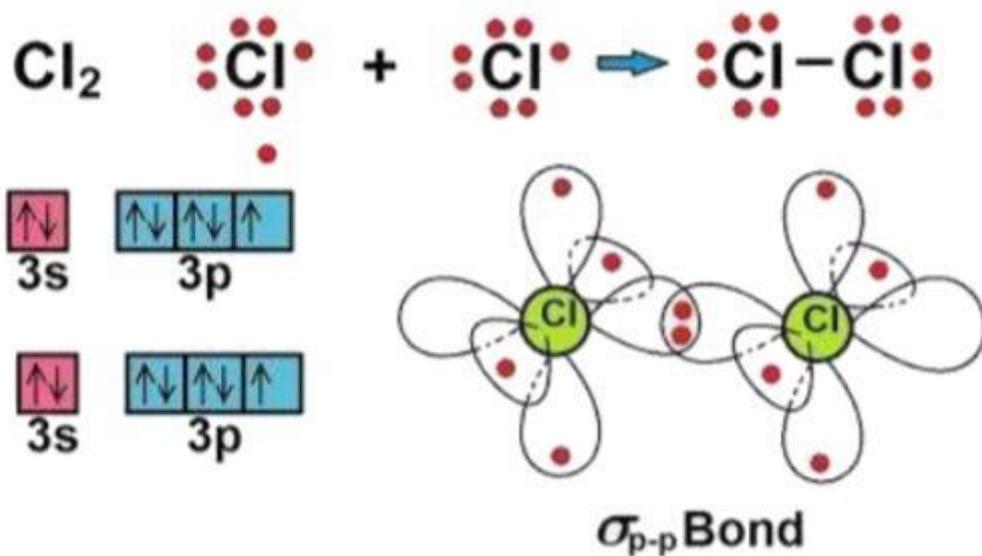
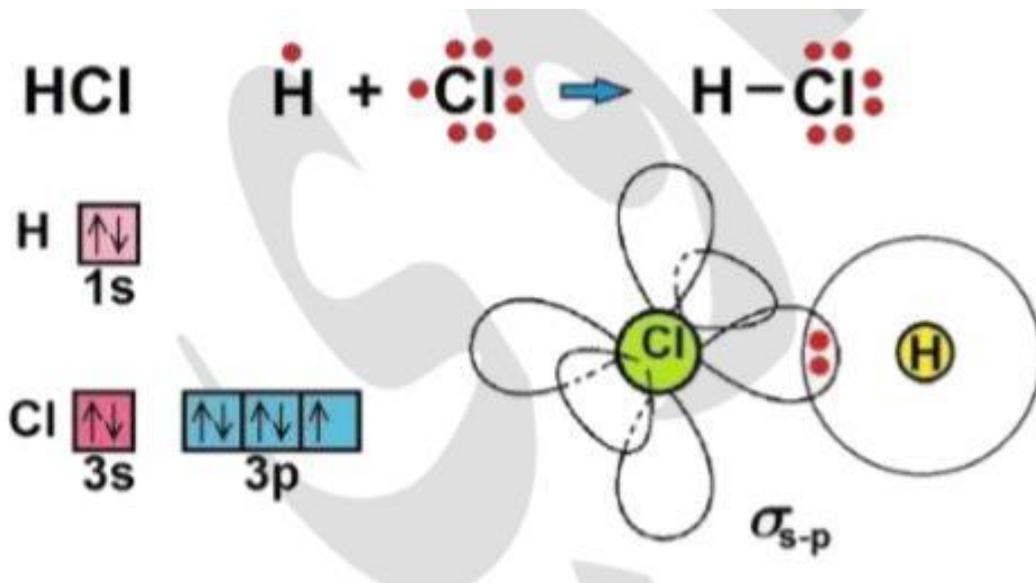
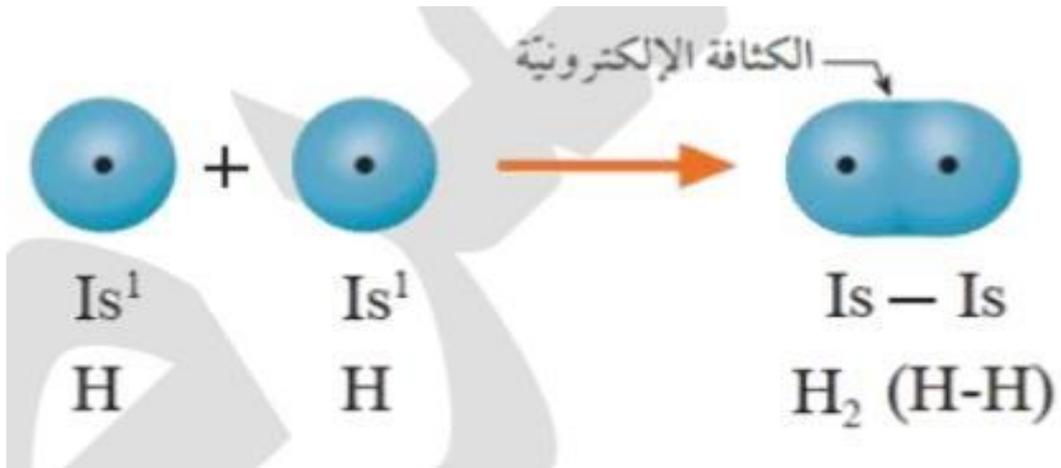
*تنشأ روابط سيجما من التداخل الرأسي (المحوري) بين أفلاك مستوى التكافؤ ، ولهذا التداخل ثلاثة أنواع :

١ - تداخل فلك S مع فلك S (S - S)

٢ - تداخل فلك S مع فلك P (S - P)

٣ - تداخل فلك P مع فلك P (P - P)

سوف نقوم بتوضيح هذه التداخلات من خلال رسم الجزيئات الآتية : (Cl_2 ، HCl ، H_2)

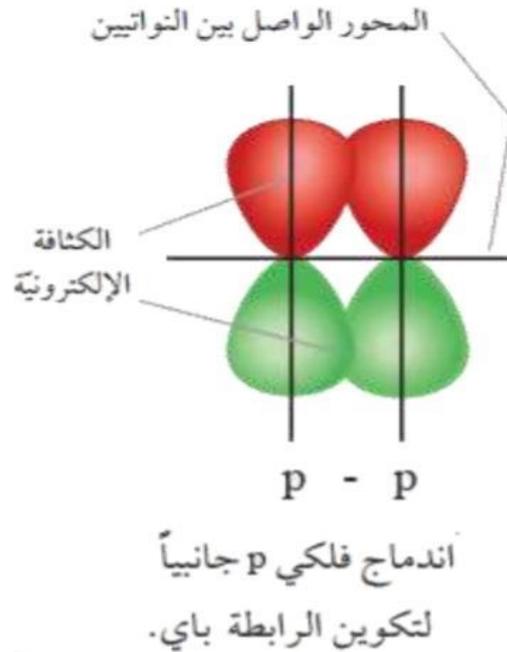
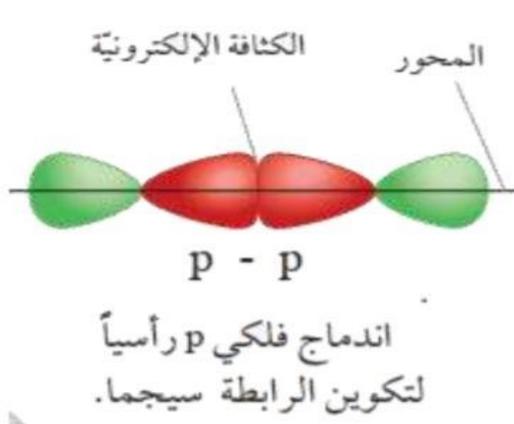


*روابط باي : تنشأ هذه الروابط من التداخل الجانبي .

ففي الجزيئات التي تحتوي على روابط ثنائية وثلاثية يحدث نوعان من التداخل :

- النوع الأول : يتداخل طرفا الفلكين رأسياً ، وتتركز الكثافة الإلكترونية على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع سيجمما .

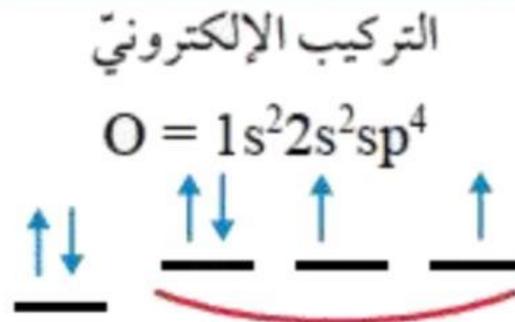
النوع الثاني : يتداخل طرفا الفلكين جانبياً ، وتتركز الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين نواتي الذرتين، وتنشأ رابطة تساهمية من النوع باي .

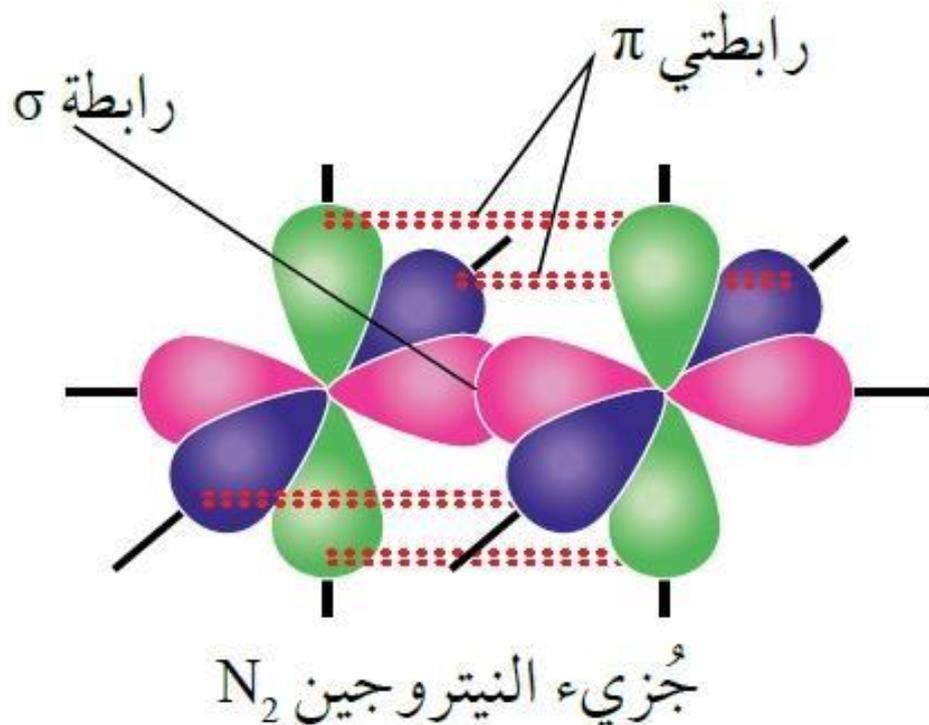
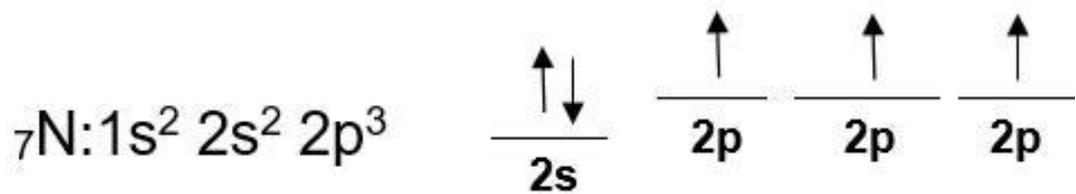
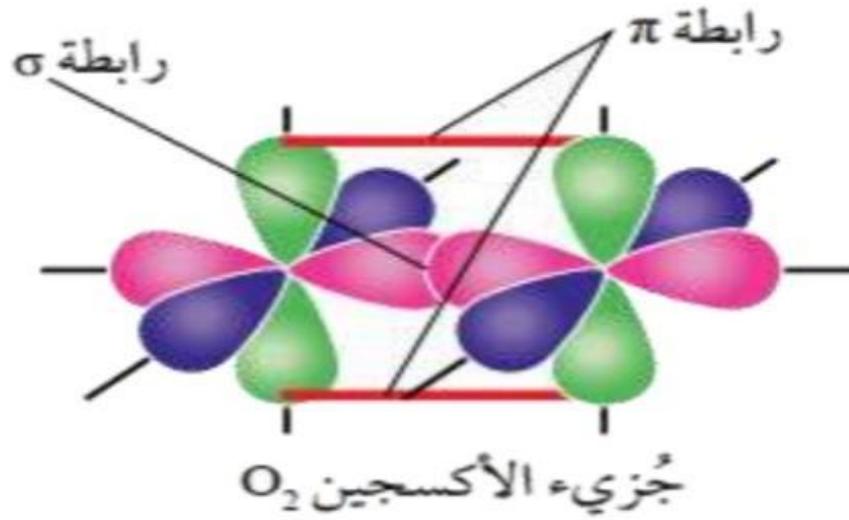


الرابطة سيجمما

الرابطة باي

يتضح هذا في جزيئات (O₂) و جزيئات (N₂) اعتماداً التوزيع الإلكتروني للذرات كالاتي :

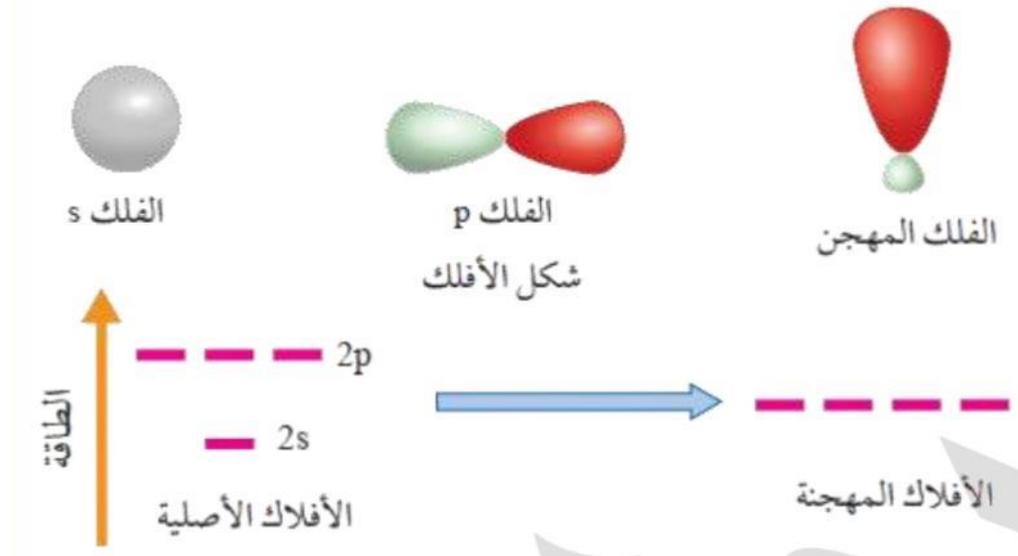




• التهجين والأفلاك المهجنة :

تشير الدراسات إلى أن بعض الجزيئات لا يتوافق تركيبها أحياناً مع الحقائق التي جاءت بها النظريتان السابقتان ، كمقدار الزاوية أو عدد الروابط التي يمكن للذرة أن تكونها ، لتفسير ذلك افترض العلماء ما يسمى بالتهجين والأفلاك المهجنة .

- التهجين : اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لنتج ممة أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة .
 - الأفلاك المهجنة : أفلاك جديدة تنتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها ، تختلف عنها في الشكل والطاقة وتشارك في تكوين الروابط من النوع سيجما .
- *تتميز الأفلاك المهجنة بأنها متماثلة في الشكل والحجم والطاقة ، وتختلف عن بعضها بالاتجاه الفراغي.



*سوف نتعرف على بعض أنواع التهجين مثل :

١ - التهجين sp^3

٢ - التهجين sp^2

٣ - التهجين sp

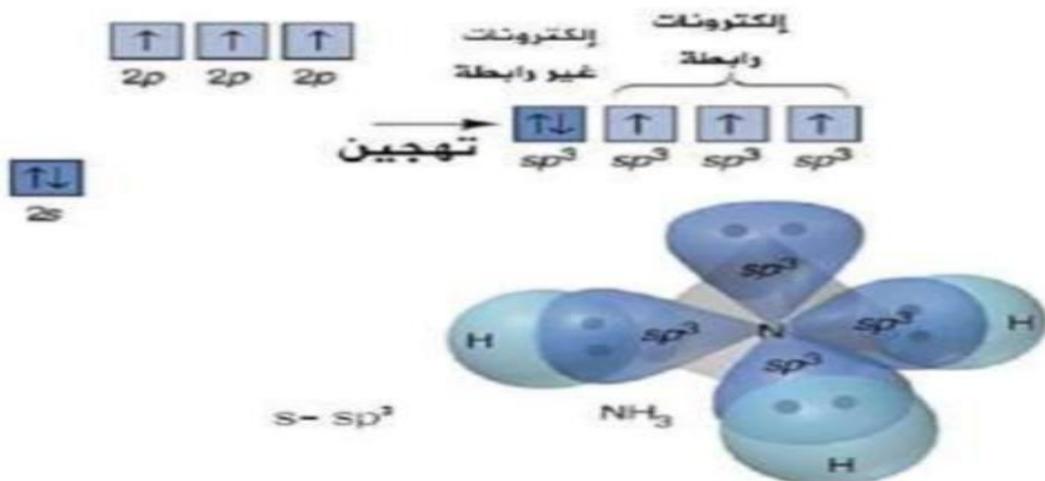
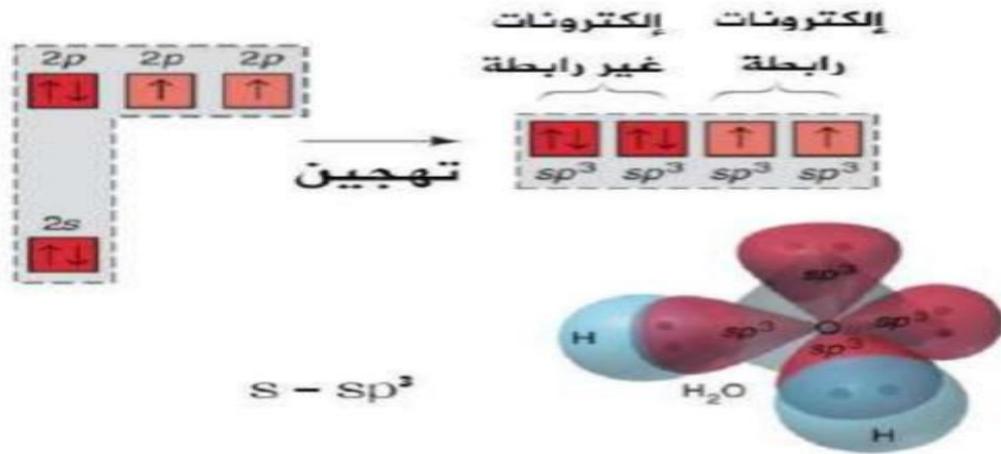
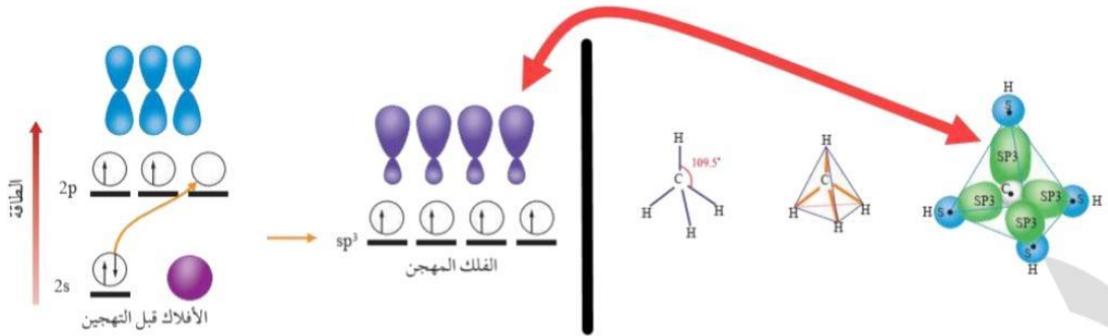
*يعتمد نوع التهجين على :

١ - عدد أزواج الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية

٢ - عدد الأفلاك المهجنة التي تشارك في تكوين روابط تساهمية من النوع سيجما.

أولاً : التهجين sp^3 :

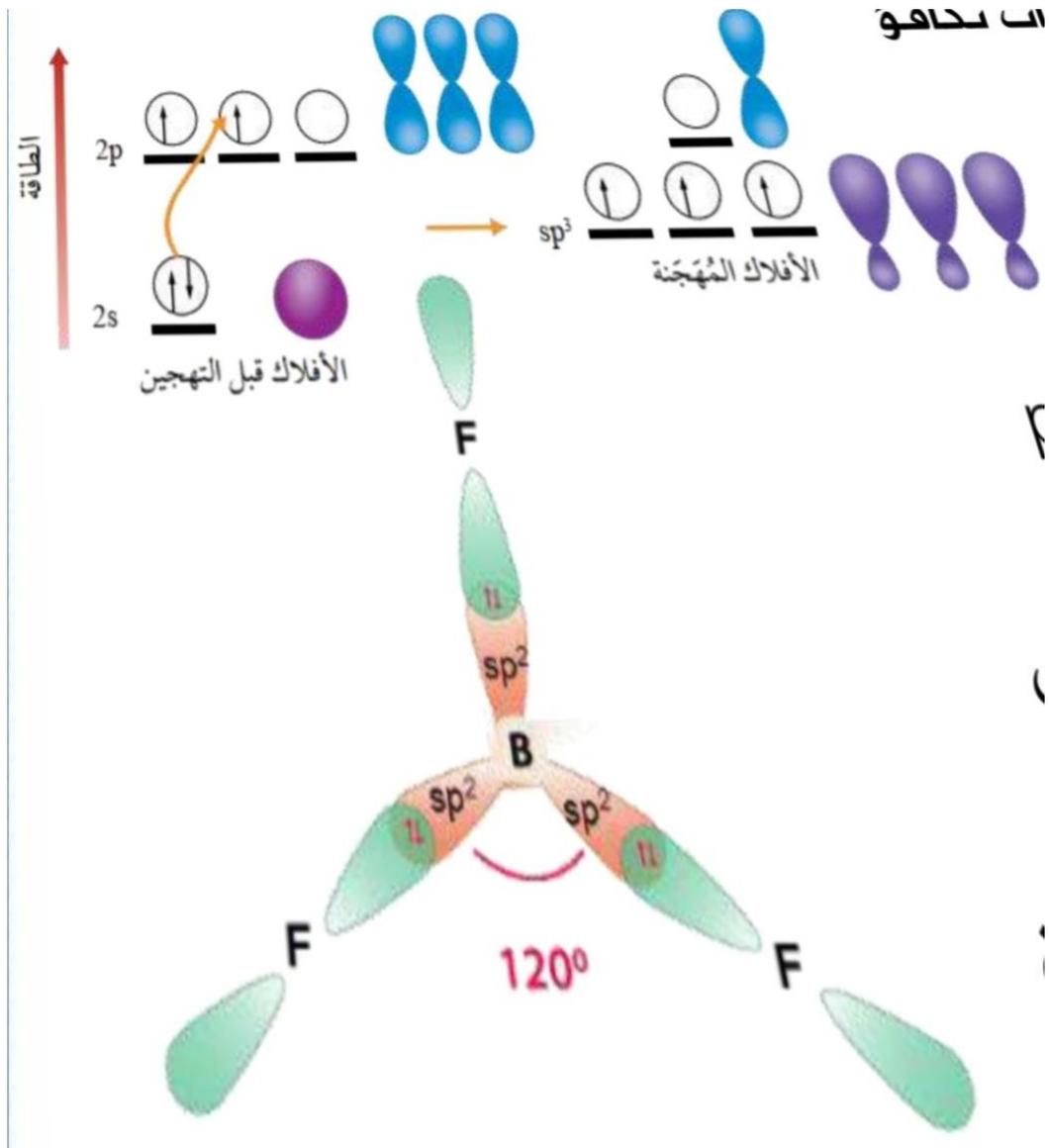
هو تهجين ناتج عن اندماج فلك واحد من النوع (S) مع ثلاثة أفلاك من النوع (P) .
ويظهر هذا النوع من التهجين في جزيئات (CH_4, H_2O, NH_3) ، اذ نتوقع أن تكون الزوايا بين الروابط والأزواج غير الرابطة في الجزيء بمقدار (90°) ، لكنّها في الواقع لا تكون كذلك ، وذلك لأن الذرات المركزية في هذه الجزيئات تستخدم أفلاكاً مهجنة من النوع (sp^3) .



ثانياً : التهجين sp^2 :

هو تهجين ناتج عن اندماج فلك واحد من النوع (S) مع فلكين من النوع (P) .

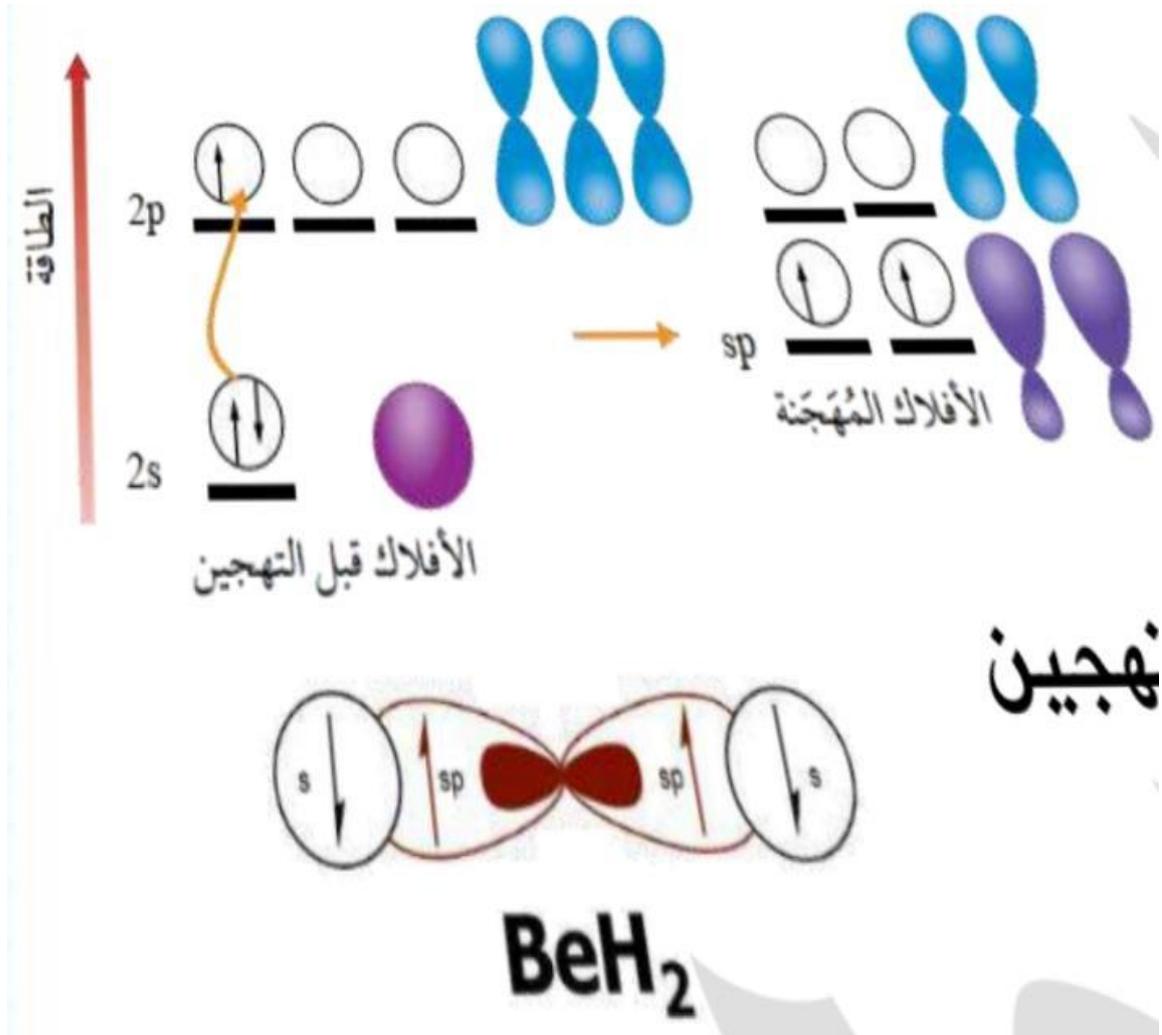
*فشلت نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط في جزيء (BF_3) ، إذ أن ذرة البورون تحتوي على إلكترون منفرد واحد في مستوى التكافؤ ، ويتوقع أن تقوم بعمل رابطة واحدة ، لكنّها في الواقع تقوم بتكوين ثلاث روابط من النوع سيجما ، وما يبرّر ذلك هو حدوث تهجين في ذرة البورون ، فيكون الشكل الفراغي للجزيء مثلثاً مستويّاً .



* ملاحظة : لعلك لاحظت أنّ هناك فلماً واحداً من أفلاك (2p) لم يشارك في عملية التهجين ، لذلك بقيت طاقته أكبر من طاقة الأفلاك المهجَنة .

ثالثاً : التهجين sp :

هو تهجين ناتج عن اندماج فلك واحد من النوع (s) مع فلك واحد من النوع (p) .
فشلت نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط في جزيء (BeH_2) ، إذ أنّ ذرة
البريليوم لا تمتلك أي إلكترون منفرد في مستوى التكافؤ ، لكنّها في الواقع تقوم بتكوين
رابطين من النوع سيجما ، وما يبرر ذلك هو حدوث تهجين في ذرة البريليوم ، ويكون شكل
الجزيء خطياً .



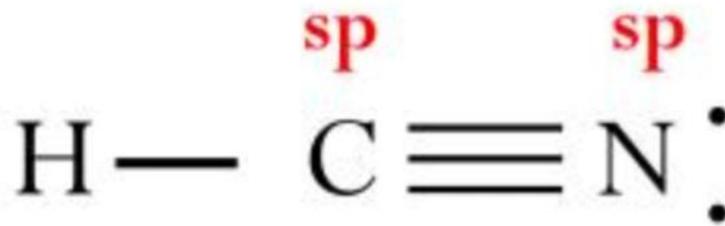
*ملاحظة : لعلك لاحظت أن هناك فلكين من أفلاك ($2p$) لم تشارك في عملية التهجين ، لذلك بقيت طاقتها أكبر من طاقة الأفلاك المهجنة.

● قاعدة مهمّة :

هناك طريقة سهلة وسريعة نستطيع من خلالها معرفة نوع التهجين لأي ذرة في الجزيئات ، وذلك يكون كالآتي :

نقوم بحساب عدد روابط سيجما وعدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة التي تمتلكها الذرة ، واعتماداً على هذا العدد نستطيع تحديد نوع التهجين (الأفلاك المهجنة) في الذرة .

مثال	نوع التهجين (الأفلاك المهجنة) في الذرة	عدد روابط سيجما + عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة
ذرة الهيدروجين في جميع الجزيئات	لا يوجد تهجين	١
BeH ₂ , HCN	sp	٢
BF ₃ , O ₂	sp ²	3
CH ₄ , NH ₃ , H ₂ O	sp ³	4



- يتضح من الشكل السابق أن ذرة C تمتلك رابطتين سيجما فقط وبالتالي يكون نوع التهجين فيها هو sp ، وذرة النيتروجين تمتلك رابطة سيجما واحدة وتمتلك زوج واحد من الإلكترونات غير الرابطة فيكون مجموعها ٢ ويكون نوع التهجين فيها هو sp أيضاً .

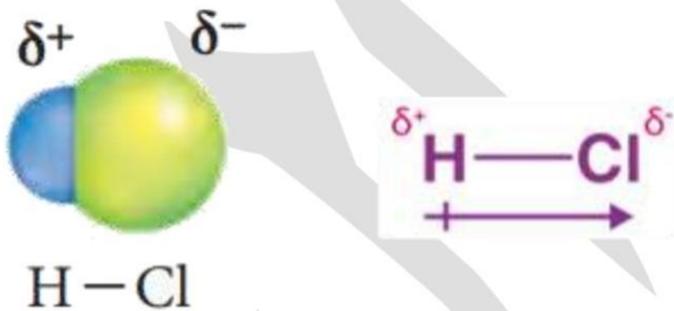
ونقوم بنفس الخطوات في باقي الأمثلة .

• قطبية الجزيئات :

- الرابطة التساهمية القطبية : هي رابطة تتوزع فيها إلكترونات الرابطة بشكل غير متساوي (غير متجانس) بين الذرتين المرتبطتين معاً .
- الرابطة التساهمية غير القطبية : هي رابطة تتوزع فيها إلكترونات الرابطة بشكل متساوي بين الذرتين المرتبطتين معاً .
- السالبية الكهربائية : هي مقياس لقدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها .

• عند النظر إلى جزيء (Cl₂) نجد أنه يكون انجذاب زوج الإلكترونات المشترك بين ذرتي الكلور متساوياً ، وذلك لأن قدرة هاتين الذرتين على جذب إلكترونات الرابطة متساوية (لها نفس السالبية الكهربائية) .

• أما في جزيء (HCl) فإن زوج الإلكترونات ينجذب نحو ذرة الكلور (ذات السالبية الكهربائية الأعلى) أكثر من انجذابه نحو ذرة الهيدروجين ، وبذلك يزاح نحو ذرة الكلور وتزداد الكثافة الإلكترونية حولها وتظهر عليها شحنة جزئية سالبة (δ⁻) ، أما ذرة الهيدروجين فتقل حولها الكثافة الإلكترونية وتظهر عليها شحنة جزئية موجبة (δ⁺) .
ويبدو حينئذ أن للرابطة قطبين أحدهما سالب والآخر موجب ، لذلك توصف بأنها رابطة قطبية .



• تعتمد قطبية الرابطة على الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرتين المكونتين للرابطة ، بحيث تزداد قطبية الرابطة بزيادة فرق السالبية الكهربائية .

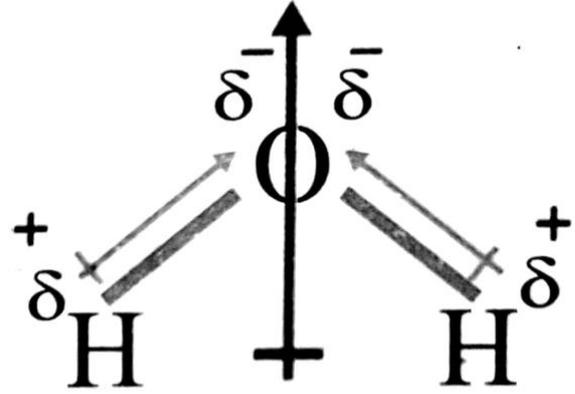
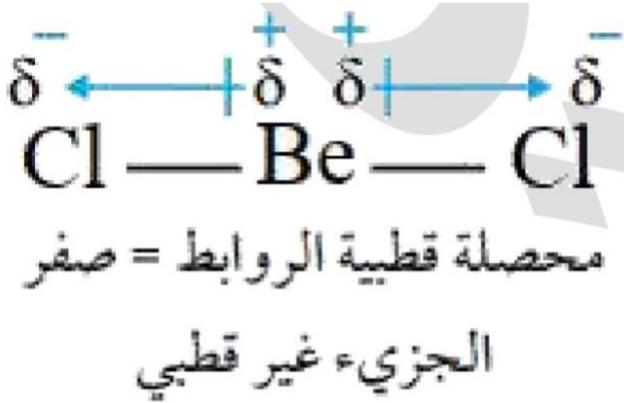
العزم القطبي : هو مقياس كمي لمدى توزع الشحنة في الجزيء ، ويقاس بوحدة الديباي .
- يعتمد العزم القطبي للجزيئات متعددة الذرات على :

١ - الشكل الفراغي للجزيء ٢ - قطبية الروابط في الجزيء

يمكن التعامل مع قطبية الروابط كقوى متجهة (لها مقدار واتجاه) ، فإذا كانت قطبية رابطة تساوي قطبية الأخرى وتعاكسها في الاتجاه فإن احدهما تلغي الأخرى وتساوي المحصلة عندها صفراً ، أي أن العزم القطبي يساوي صفراً ، ويكون الجزيء غير قطبي .

وإذا لم تكن المحصلة تساوي صفراً ، ولم يكن العزم القطبي يساوي صفراً ، فإن الجزيء يكون قطبياً .

بناءً على ما سبق يكون جزيء (BeCl_2) غير قطبي ، ويكون جزيء الماء (H_2O) قطبياً ، كالآتي :



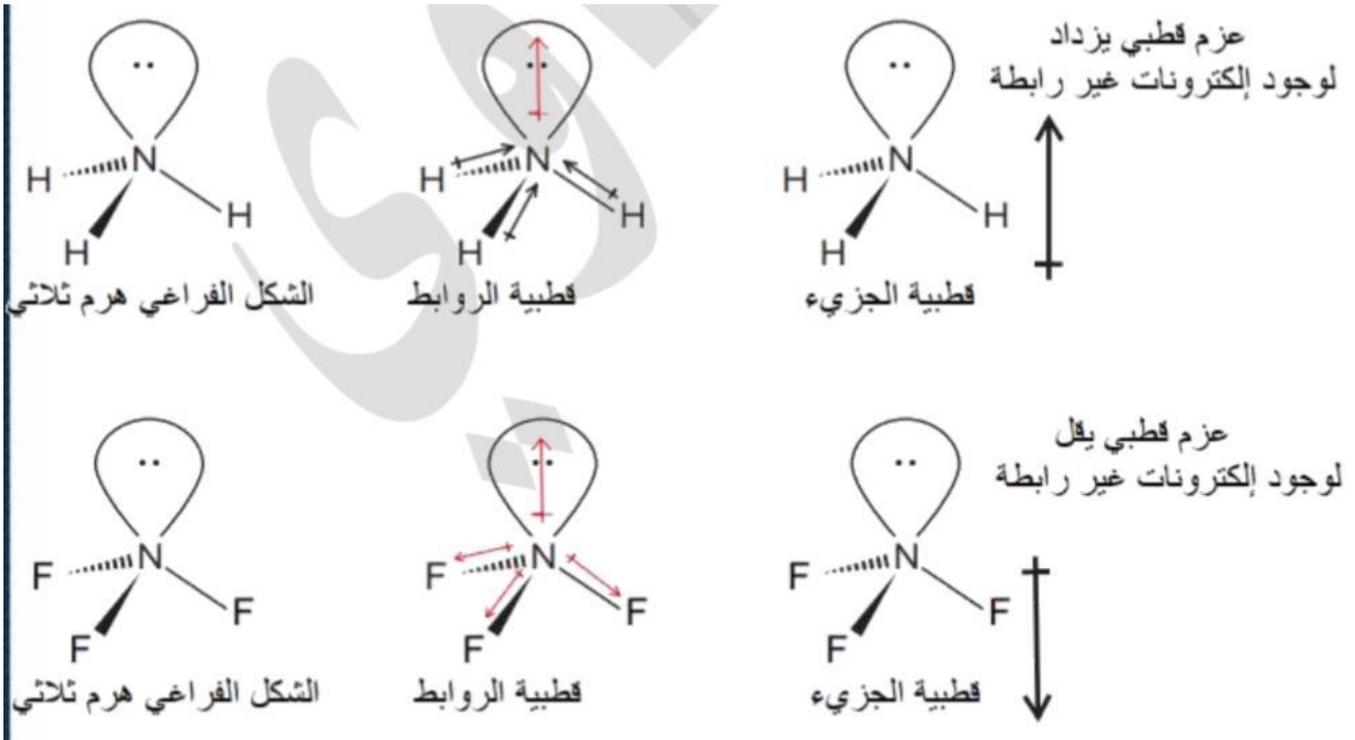
انظر الجدول الآتي لتعرف العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء وقطبيته :

الصفة العامة للجزيء	الشكل الفراغي	قطبية الجزيء	شروط التحقق
AX_2	خطي	غير قطبي	X من النوع نفسه
AX_2Y	خطي	قطبي	X, Y مختلفتان
AX_2	منحن	قطبي	-----
AX_3	مثلث مستو	غير قطبي	X من النوع نفسه
AX_2Y	مثلث مستو	قطبي	X, Y مختلفتان
AX_3	هرم ثلاثي	قطبي	-----
AX_4	رباعي الأوجه	غير قطبي	X من النوع نفسه
AX_3Y	رباعي الأوجه	قطبي	X, Y مختلفتان

• أثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة في قطبية الجزيء :

تمتلك بعض الجزيئات أزواج إلكترونات غير رابطة تحيط بالذرة المركزية ، يتولد لها عزم قطبي يتجه بعيداً عن النواة مما يؤدي إلى زيادة العزم القطبي للجزيء أو التقليل منه ، اعتماداً على اتجاه قطبية الروابط في الجزيء .

انظر الشكل الآتي الذي يبين اتجاه العزم القطبي في الجزيئين (NH_3 , NF_3) :

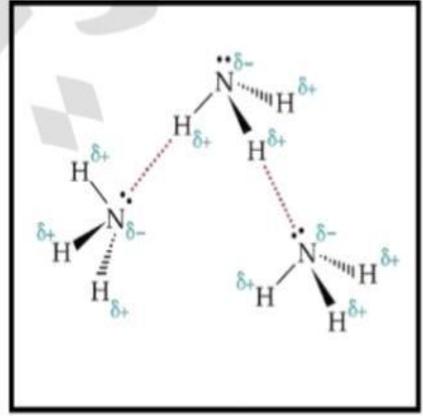
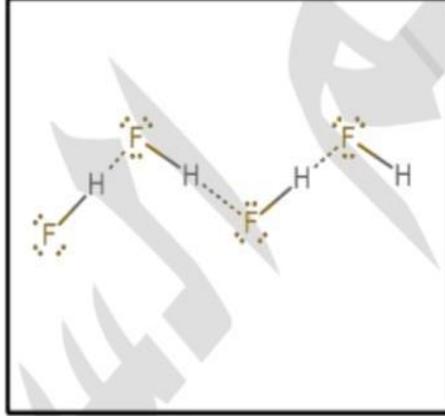
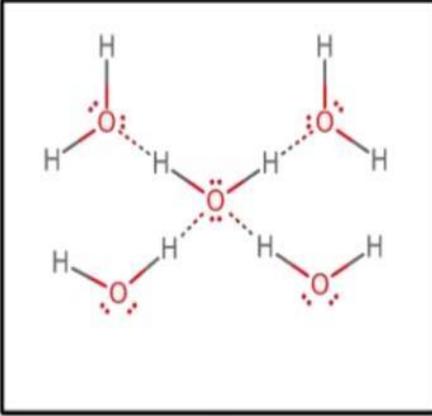


*نلاحظ من الشكل السابق أن الجزيئين قطبيين ، لكن قيمة العزم القطبي فيهما مختلفة ، إذ أن العزم القطبي للجزيء (NH_3) يساوي (1.46 D) ، أما العزم القطبي للجزيء (NF_3) يساوي (0.24 D) ، وبذلك يكون العزم القطبي للجزيء الأول أكبر من العزم القطبي للجزيء الثاني اعتماداً على اتجاه قطبية الروابط في الجزيء .

*قاعدة :

• محصلة قطبية الروابط تساوي صفر < العزم القطبي يساوي صفر < الجزيء غير قطبي

• محصلة قطبية الروابط لا تساوي صفر < العزم القطبي لا يساوي صفر < الجزيء قطبي



- نلاحظ من الشكل السابق أن جزيئات الماء تقوم بعمل شبكة من الروابط الهيدروجينية ، وتتخذ ترتيباً شبكياً ، وذلك لأن جزيئات الماء تمتلك ذرتين هيدروجين وزوجين من الإلكترونات غير الرابطة .

• تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على :

١ - قطبية الرابطة التساهمية بين الذرتين في الجزيء

٢ - طول الرابطة الهيدروجينية بين جزيئين متجاورين

• بدراسة السالبية الكهربائية نجد أن ترتيب الذرات من الأعلى سالبية إلى الأقل سالبية يكون كالآتي : ($N < O < F$)

• تزداد قطبية الرابطة بازدياد فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين المكونتين للرابطة .

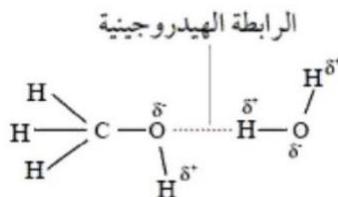
- بناءً على ما سبق نجد أن قوة الرابطة الهيدروجينية في الماء أكبر من الأمونيا لأن قطبية الرابطة ($O - H$) أكبر من قطبية الرابطة ($N - H$) ، وأيضاً فإن قوة الرابطة الهيدروجينية في جزيئات (HF) أكبر من الماء لأن قطبية الرابطة ($H - F$) أكبر من قطبية الرابطة ($H - O$) .

- ترتيب الجزيئات السابقة حسب قوة الرابطة الهيدروجينية : ($NH_3 < H_2O < HF$)

• قاعدة :

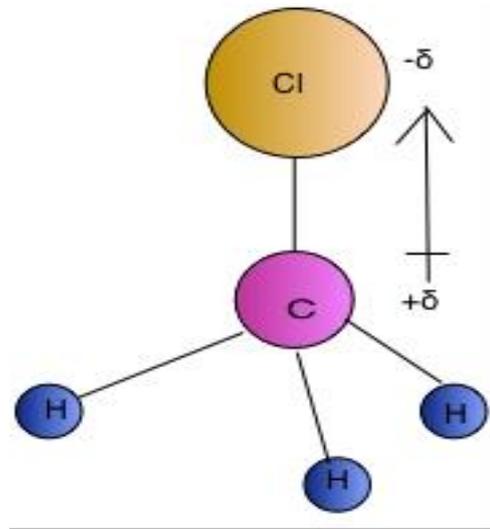
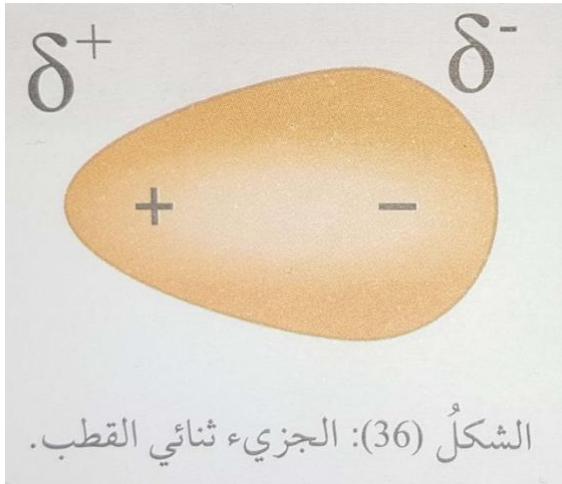
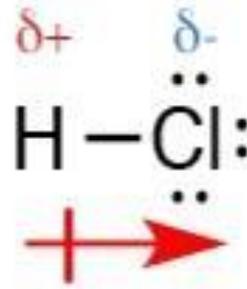
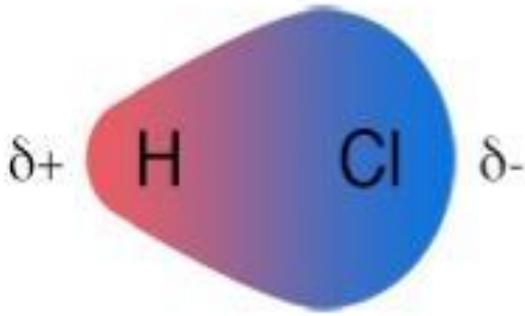
فرق سالبية كهربائية أعلى ← قطبية أعلى (طاقة أعلى) ← رابطة هيدروجينية أقوى

• تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات المختلفة أيضاً ، مثل الميثانول والماء .



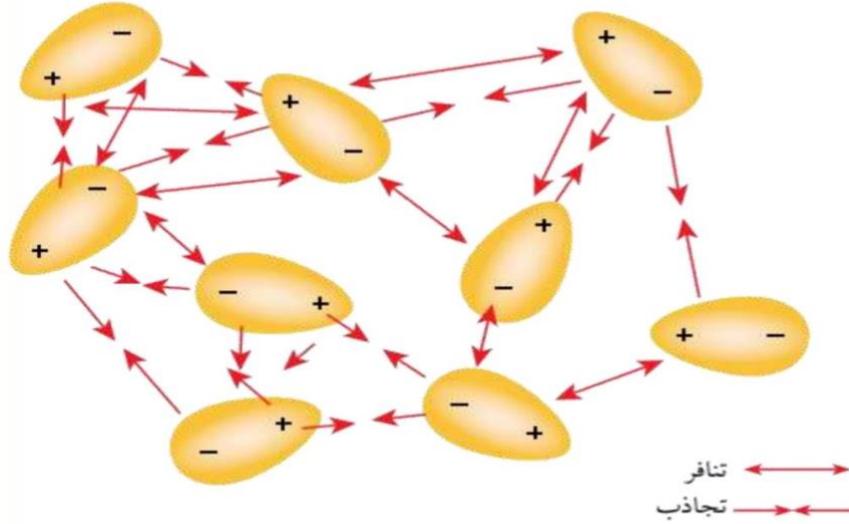
ثانياً : قوى ثنائية القطب :

تعلمت سابقاً أن كل جزيء قطبي يمتلك شحنات جزئية على أطرافه ، بحيث تكون الشحنة الجزئية السالبة باتجاه محصلة العزم القطبي ، والشحنة الجزئية الموجبة في الاتجاه الآخر ، نسمي هذه الجزيئات بثنائية القطب لأنها تمتلك قطبين مثل المغناطيس .



● قوى ثنائية القطب : هي قوى تنشأ بين الجزيئات القطبية ، اذ ينشأ التجاذب بين الطرف السالب للجزيء الأول والطرف الموجب من الجزيء الثاني .

- تنشأ قوى تنافر بين الأطراف المتماثلة في الشحنة للجزيئات ، إلا أن ترتيب الجزيئات وقوى التجاذب الناشئة بينها تتغلب على قوى التنافر ، فتبقى الجزيئات متماسكة ومنجذبة نحو بعضها في الحالتين الصلبة والسائلة .



- يزداد تأثير القوى ثنائية القطب *بازدياد* العزم القطبي للجزيئات .
- انظر الجدول التالي ، لمعرفة العلاقة بين الخواص الفيزيائية (درجة الغليان ودرجة الانصهار إلخ) بنوع الروابط بين الجزيئات :

المادة	الصيغة الجزيئية	الحالة الفيزيائية	درجة الغليان (°C)	نوع القوى بين الجزيئات
فلوريد الهيدروجين	HF	سائل	20	هيدروجينية
كلوريد الهيدروجين	HCl	غاز	-85	ثنائية القطب
الماء	H ₂ O	سائل	100	هيدروجينية
كبريتيد الهيدروجين	H ₂ S	غاز	-61	ثنائية القطب
الأمونيا	NH ₃	غاز	-33.4	هيدروجينية
فسفيد الهيدروجين	PH ₃	غاز	-87.8	ثنائية القطب

- يتضح من الجدول أن درجة غليان الجزيئات التي ترتبط بروابط هيدروجينية أعلى من درجة غليان الجزيئات التي ترتبط بقوى ثنائية القطب ، وهذا يعني أن الروابط الهيدروجينية أقوى من قوى ثنائية القطب .

ثالثاً : قوى لندن :

- هي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات .
- يحدث الاستقطاب اللحظي بسبب حركة الإلكترونات المستمرة في الذرة فتزداد الكثافة الإلكترونية في طرف الجزيء عن الطرف الآخر منه، فيكتسب ذو الكثافة الأعلى شحنة جزئية سالبة والآخر موجبة، فيصبح الجزيء قطبياً، وسرعان ما يعود التوزيع المنتظم للإلكترونات ويفقد الجزيء قطبيته وتختفي تلك القوى .

● تذكير : ترتيب قوى التجاذب بين الجزيئات من الأكبر إلى الأصغر يكون كالآتي :

قوى لندن > قوى ثنائية القطب > الروابط الهيدروجينية

● نوع الجزيئات التي تحدث في كل قوة من قوى التجاذب السابقة يكون كالآتي :

- الروابط الهيدروجينية: تحدث في الجزيئات القطبية التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة ذات سالبية كهربائية عالية .

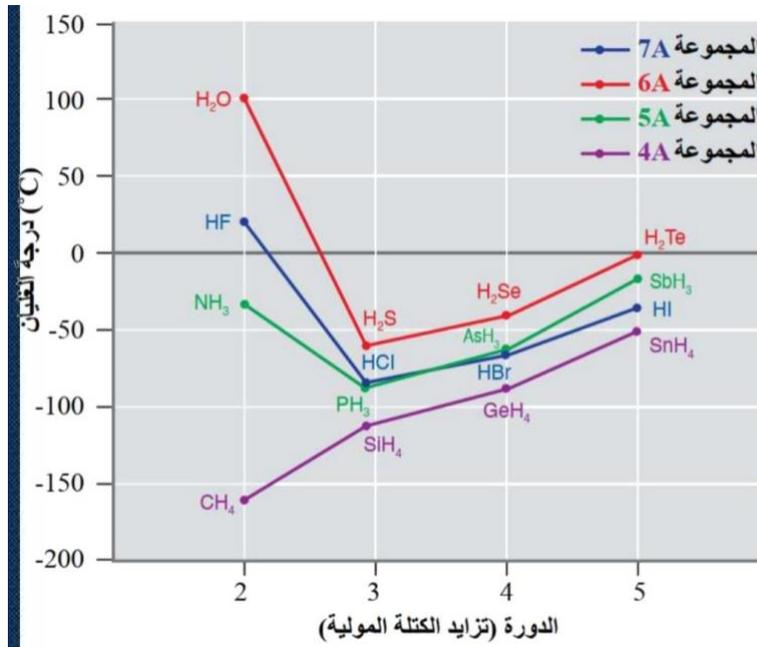
- قوى ثنائية القطب : تحدث في باقي الجزيئات القطبية .

- قوى لندن : تحدث في جميع الجزيئات والذرات ، وخصوصاً الجزيئات غير القطبية .

● أثر قوى التجاذب بين الجزيئات على الخصائص الفيزيائية للمواد :

إن الخصائص الفيزيائية مثل (درجة الغليان ، درجة الانصهار ، طاقة التبخر ، الصلابة)

تزداد بزيادة القوى بين الجزيئات ، انظر الشكل الآتي الذي يبين أثر القوى بين الجزيئات على درجة الغليان :



● نلاحظ من الشكل أن القوى بين الجزيئات تزداد بزيادة العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة وزيادة الكتلة المولية لهذه العناصر ، وذلك يفسر زيادة درجة الغليان لهذه المواد.

*** نهاية الوحدة ***

أتمنى لكم التوفيق

☆☆ الأستاذ صهيب العاصي ☆☆