11

دوسية أوكسجين O_2

في شرح وحل أسئلة مادة

الكيمياء

الفصل الدراسي الأول

إعداد: م. مريم السرطاوي

الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب

2021

تلخيص رؤى

eng.sartawi

مدرسة الكيمياء

الكيمياء مع المهندسة

بسم اللَّه الرحمن الرحيم

أحمد اللَّه وأشكره على إنجاز هذا العمل فله الحمد أولًا وآخرًا،

طلابي الأعزاء لا بد أن نعي جميعًا أن أي عمل بشر لا يخلو من نقص أو عيب؛

فإن الكمال للَّه وحده، لذا عليكم تجربة الحساب بأنفسكم للتأكد من النتائج ولتثقوا بقدراتكم العظيمة

بقدرِ الكدِّ تكتسبُ المعالي ومن طلب العلا سهر الليالي

ومن رام العلا من غير كد أضاع العمر في طلب المحال

تروم العز ثم تنام ليـــــــــــلاً يغوص البحر من طلب اللآلي

رسالتان قصيرتان:

إن التعليم المميز للجميع والعلم يُؤتى ولا يأتي، فهلمَّ يا طالب العلم إلى مجدك

الدوسية المجانية على الإنترنت هي لنفع الطالب في المقام الأول، ولا يعني ذلك أنه يحلّ التعديل عليها أو نسبتها لغير صاحبها، واللَّه من وراء القصد

تابع معنا كل جديد مع طلاب مدرسة الكيمياء الإلكترونية

https://cutt.us/SCHOOLofCHEMISTRY

وأيضا على قناتي اليوتيوب مريم السرطاوي

وقناتي " الكيمياء مع المهندسة" على التيليجرام

https://t.me/sartawichem

وأيضا سيرفر مدرسة الكيمياء على الديسكورد للمتابعة والتفاعل

ما هي دوسية أوكسجين؟

دوسية شاملة للمادة فهي كالأوكسجين تنعش التفكير وتحيي الكيمياء في الروح، تشمل دروس الفصل الأول لمادة الأول ثانوي علمي على النحو التالي:

	الموضوع	الصفحة
1	الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب فيما بينها	4
2	مراجعة معلومات سابقة [تهيئة]	4
3	الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ	9
4	استراتيجية تركيب لويس حسب قاعدة الثمانية	9
5	ورقة عمل 1	19
6	استثناءات الذرة المركزية لقاعدة الثمانية	20
7	ورقة عمل 2	25
8	الرابطة التناسقية	26
9	ورقة عمل 3	29
10	نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ	30
11	ورقة عمل 4	37
12	حل مراجعة الدرس الأول	38
13	الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة	41
14	نظرية رابطة التكافؤ وتداخل الأفلاك	41
15	ورقة عمل 5	43
16	نظرية التهجين والأفلاك المهجنة	44
17	ورقة عمل 6	50
18	قطبية الجزيئات	51
19	ورقة عمل 7	57
20	حل مراجعة الدرس الثاني	58
21	الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات	60
22	القوى بين الجزيئات والرابطة الهيدروجينية	60
23	ورقة عمل 8	64
24	التجاذب ثنائي القطب – ثنائي القطب	65
16	ورقة عمل 9	67
17	قوى لندن وأثر قوى التجاذب	68
18	ورقة عمل 10	71
19	حل مراجعة الدرس الثالث	72
20	حل مراجعة الوحدة الأولى	73

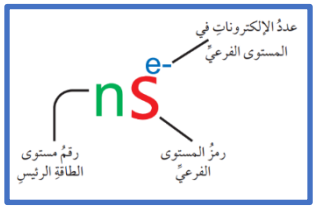
الوحدة الأولى: أشكال الجزيئات وقوى التجاذب في ما بينها

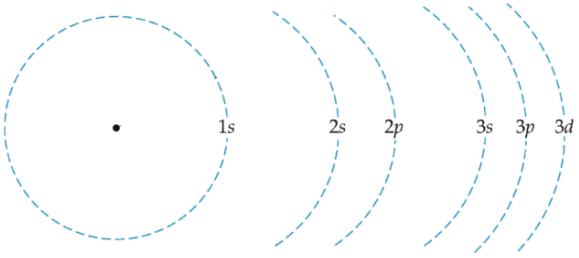
مراجعة معلومات سابقة قبل الدخول في الوحدة

- المجموعات العمودية في الجدول الدوري 18 منها 8 ممثلة، و10 انتقالية، يرمز للممثلة برمز A والانتقالية برمز B، الممثلة على طرفي الجدول، والانتقالية في المنتصف، كل مجموعة تتشابه في الخصائص الفيزيائية والكيميائية
- الخطوط الأفقية في الجدول الدوري تسمى دورات وهي 7 دورات، الدورة تمثل مستوى التكافؤ الأخير للعنصر، مثال: المغنيسيوم يقع في الدورة الثالثة، أي أن مستوى الطاقة الأخير هو الثالث
- العدد الذري (هوية العنصر) والذي هو عدد البروتونات = عدد الإلكترونات في الذرة متعادلة الشحنة، بينما العدد الكتلي هو عدد البروتونات + عدد النيوترونات في نواة الذرة
- يتم توزيع العنصر إلكترونيا ((وفق العدد الذري فقط)) وذلك على مبدأ أوفباو، الأقل طاقة أولا وفق مستويات الطاقة الفرعية s p d f

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ \ldots$$

مستوى الطاقة n	المستويات الفرعية	السعة القصوى e لكل مستوى فرعي	عدد الأفلاك لكل مستوى فرعي	السعة القصوى e لمستوى الطاقة الرئيس $2n^2$
1	s	2	1	2
2	s	2	1	8
	p	6	3	
3	s	2	1	18
	p	6	3	
	d	10	5	
4	s	2	1	32
	p	6	3	
	d	10	5	
	f	14	7	





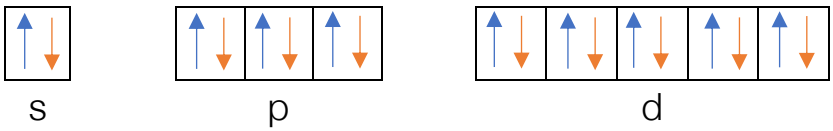
1s				
2s	2p			
3s	3p	3d		
4s	4p	4d	4f	
5s	5p	5d	5f	
6s	6p	6d,6f		
7s	7p	7d,6f		

ما التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم $_{19}K$؟

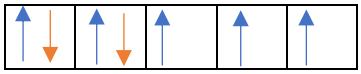
باستخدام رسمة [مبدأ أوفباو للبناء التصاعدي]: $_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

البوتاسيوم في الدورة الرابعة، إلكترونات التكافؤ هي مجموع إلكترونات مستوى التكافؤ الأخير 4=n وتساوي 1

كل مستوى فرعي فيه أفلاك، كل فلك يحمل كحد أقصى إلكترونين يتحركان باتجاه معاكس لبعضهما، وتتوزع الإلكترونات في الأفلاك على قاعدة هوند، تنزل الإلكترونات منفردة داخل الأفلاك في اتجاه غزل واحد ثم تعاود الازدواج باتجاه الغزل المعاكس

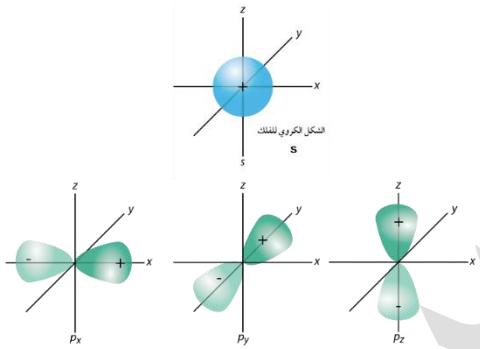


ما التوزيع الإلكتروني لـسبع إلكترونات في المستوى الفرعي d؟ d^7



أشكال الأفلاك التي ينبغي للطالب تذكرها، فلك s كروي الشكل، أفلاك p الثلاثة مالانهاية (مغزلي)، في كل فلك إلكترونان كحد أقصى يتحركان بشكل متعاكس

كيف تتوزع إلكترونات التكافؤ في أفلاك مستوى التكافؤ للكربون؟

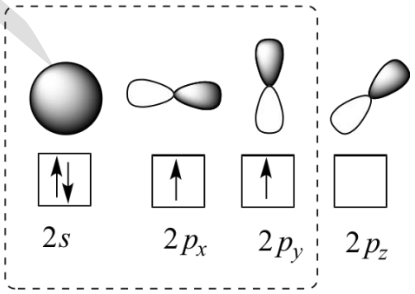


carbon

$_6C$

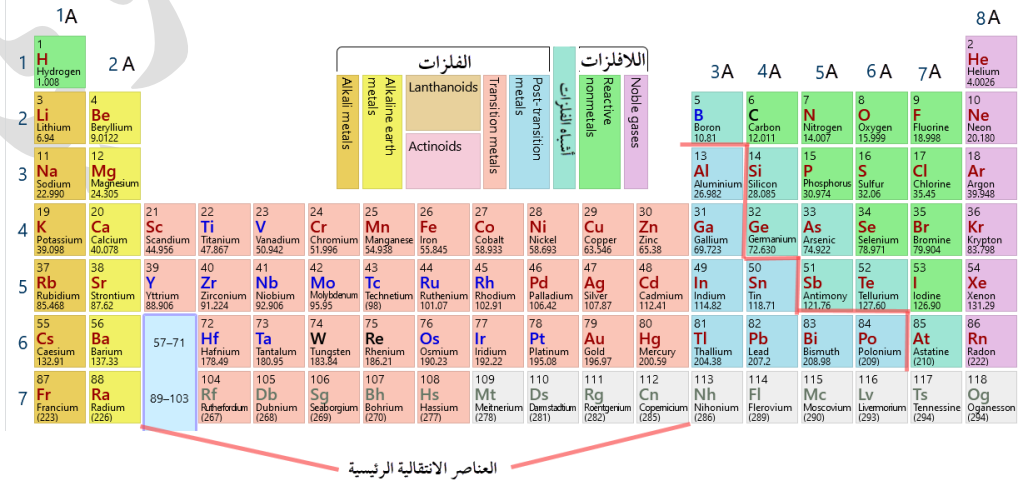
المجموعة الرابعة

تكافؤ = 4



توزيع الإلكترونات في مستوى التكافؤ على الأفلاك

آن لطالب أول ثانوي أن يحفظ مجموعات العناصر في الجدول الدوري، ويميز بين أهم الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات، تم الاقتصار على أهم العناصر وأشهرها ورودًا في الأمثلة

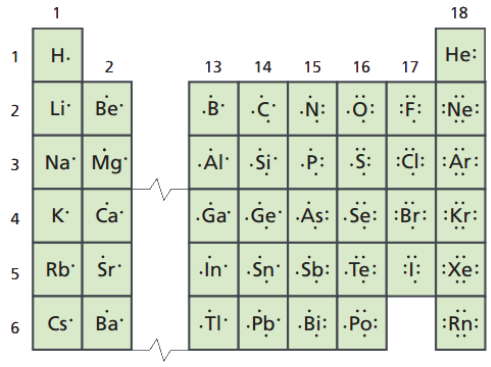


المجموعة والتكافؤ	اسمها	العناصر	تصنيف العناصر
1A التكافؤ =1	الفلزات القلويات	ليثيوم Li ، صوديومNa، بوتاسيومK، رابديومRb، سيزيومCs	فلزات، والهيدروجين تكافؤه =1 لكنه ليس فلز قلوي
2A التكافؤ = 2	فلزات قلوية أرضية	بريليومBe، مغنيسيومMg، كالسيومCa، سترونشيومSr، باريومBa	فلزات
3A التكافؤ = 3	مجموعة البورون	بورونB، ألمنيومAl، جاليومGa	بورون: شبه فلز ألمنيوم، جاليوم: فلزات
4A التكافؤ = 4	مجموعة الكربون	كربونC، سيليكونSi، جيرمانيومGe، قصديرSn، رصاصPb	كربون: لا فلز سيليكون، جيرمانيوم: شبه فلز قصدير، رصاص: فلز
5A التكافؤ = 5	مجموعة النيتروجين	نيتروجينN، فسفورP، آرسينيك (زرنيخ) As	نيتروجين، فسفور: لا فلز آرسينيك: شبه فلز
6A التكافؤ = 6	مجموعة الأكسجين	أكسجينO، كبريتS، سيلينيومSe	لا فلزات
7A التكافؤ = 7	مجموعة الهالوجينات	فلورF، كلورCl، برومBr، يودI	لا فلزات
8A التكافؤ = 8	مجموعة الغازات النبيلة	هيليومHe، نيونNe، آرغونAr، كربتونKr، زينونXe	لا فلزات

- الفلزات تشمل العناصر الممثلة والانتقالية، تميل لفقد إلكترونات التكافؤ فتحمل شحنة موجبة بمقدار رقم التكافؤ
- شحنة الفلزات الممثلة ثابتة لا تتغير، بينما الانتقالية لها أكثر من شحنة إلا الفضة دائما +1، والخارصين والكادميوم دائما +2
- اللافلزات المتفاعلة: إما أن تكسب الإلكترونات فتحمل شحنة سالبة أو تتشارك مع غيرها فتتكون الرابطة التساهمية
- يمكن حفظ اللافلزات من خلال الجملة الذهنية: "كَفَّكَ فيهِ كأسُ بُنٌّ" بالإضافة إلى العناصر النبيلة: الهيليوم He، النيون Ne، الآرغون Ar، الكربتون Kr، الزينون Xe

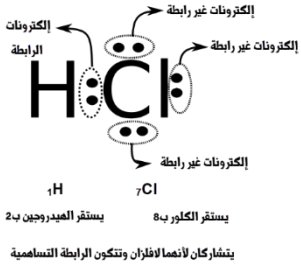
- شبه الفلزات، تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات، وتقع على خط التدرج بينهما في الجدول
- إذا تفاعل الفلز واللافلز فغالبا سيكوِّن رابطة أيونية لأن أحدهما يفقد والآخر يكسب، ويحدث تجاذب شحنات بينهما
- إذا تفاعل اللافلز مع اللافلز، أو اللافلز مع شبه الفلز فإنهما سيتشاركان الإلكترونات بين كل ذرتين وتتكون الرابطة التساهمية

يتم رسم رموز لويس لكل عنصر باستخدام إلكترونات التكافؤ فقط، النقطة عبارة عن إلكترون



نطبق قاعدة الثمانية حتى تصل الذرة إلى الاستقرار، لتصبح مشابهة في تركيبها لأقرب غاز نبيل لها في الجدول الدوري، ويستثنى من ذلك: الهيدروجين حيث يكتفي بـ2e في مستوى التكافؤ فيصبح مثل الهيليوم، والبريليوم يكتفي بـ4e والبورون يكتفي بـ6e

ويستثنى أيضا من قاعدة الثمانية عناصر تشارك بأكثر من ثمانية إلكترونات وذلك بدءاً من الدورة الثالثة في الجدول الدوري، مثل: الفسفور، الكبريت، الكلور، الزينون، وذلك حسب نوع التفاعل



مثّل تركيب لويس للمركب HCl

نوع الرابطة: تساهمية لأنها يتشاركان حتى يستقر كل منهما

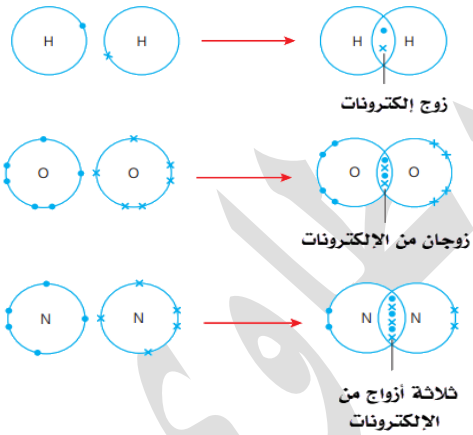
تسمية المركبات التساهمية: نبدأ التسمية من اليمين ونضيف يد مع البادئة حسب عدد الذرات [أول، ثاني، ثالث، ....أو أحادي، ثنائي، ثلاثي ....] ثم نسمي العنصر على اليسار مع البادئة حسب عدد ذراته

ما التسمية الصحيحة للمركبات التالية: HCl ، CCl_4 ، NH_3

كلوريد الهيدروجين، رابع أو رباعي كلوريد الكربون، ثلاثي هيدريد النيتروجين [الأمونيا]

أنواع الروابط التساهمية: أحادية، ثنائية، ثلاثية

الرابطة التساهمية الأحادية أطول من الثنائية وأطول من الثلاثية، والثلاثية هي الأقصر والأكبر طاقة



H — H

:Ö=Ö:

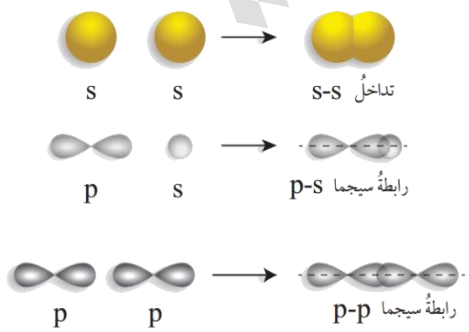
:N≡N:

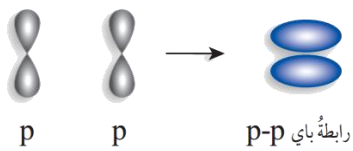
الرابطة الأحادية فيها زوج إلكترونات ونوع الرابطة سيجما

الرابطة الثنائية فيها 2 زوج من الإلكترونات ونوع الرابطة سيجما + باي

الرابطة الثلاثية فيها 3 زوج من الإلكترونات ونوع الرابطة سيجما + باي + باي

الرابطة من نوع سيجما فيها تداخل رأسي بين الأفلاك، بينما الرابطة من نوع باي فيها تداخل جانبي لأفلاك p فقط





عدد الروابط الشائعة للافلزات:

رقم مجموعة العنصر	عدد نقاط لويس [إلكترونات التكافؤ]	عدد الروابط الشائع بالنظر إلى النقاط المنفردة	مثال
1A	1	1	H •
4A	4	4	• C •
5A	5	3	• N •
6A	6	2	• O •
7A	7	1	• F •

السالبية الكهربائية هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها عند ارتباطها بذرة أخرى، كما في الشكل، الأكسجين يجذب الإلكترونات أكثر من الهيدروجين

أعلى العناصر سالبية كهربائية هي: فلور، أكسجين، نيتروجين FON

فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين > 2 فإن الرابطة أيونية

فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين من 0.4 – 2 فإن الرابطة تساهمية وفيها قوى قطبية

فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين =0 فإن الرابطة التساهمية تكون في جزء نقي، H_2، O_2 وليس فيها قوى قطبية

فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين أقل من 0.4 فإن الرابطة تساهمية ضعيفة ونعتبرها غير قطبية

إذا ارتبط فلز ولافلز يفترض وقتها أن تكون الرابطة أيونية، لكن ليس دائمًا، ففرق السالبية الكهربائية △EN يؤثر وظروف أخرى بين الذرتين منها الحجم الذري وطاقة التأين وغير ذلك

حدِّد نوع الرابطة وهل هي قطبية أم لا في كل من HCl، NaCl، Cl_2 باستخدام بيانات السالبية الكهربائية من الجدول التالي

H=2.1, Cl= 3.0, △EN = 3−2.1=0.9 الرابطة تساهمية قطبية لأنها بين 2 – 0.4

Cl=3.0, Cl=3.0, △EN = 0 الرابطة تساهمية غير قطبية

Na=0.9, Cl=3.0, △EN = 3−0.9=2.1 الرابطة أيونية لأنها أكبر من 2

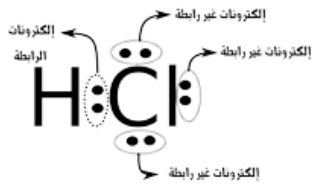
H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.6	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9		

الدرس الأول: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

استراتيجية تركيب لويس حسب قاعدة الثمانية

تعريفات الدرس:

- **مستوى التكافؤ**: هو مستوى الطاقة الخارجي للذرة
- **إلكترونات التكافؤ**: هي الإلكترونات الموجودة في المستوى الخارجي للذرة وتحدِّد نوع الروابط التي تكوّنها الذرة
- **الرابطة التساهمية**: هي قوة التجاذب الناشئة بين ذرتين نتيجة تشاركهما بزوج واحد أو أكثر من الإلكترونات
- **أزواج الإلكترونات الرابطة**: هي إلكترونات مستوى التكافؤ التي شاركت في تكوين الروابط
- **أزواج الإلكترونات غير الرابطة**: هي أزواج من الإلكترونات تظهر في مستوى التكافؤ للذرة المركزية لا تشارك في تكوين الروابط
- **الذرة المركزية**: الذرة الأقل سالبية كهربائية في الجزيء وتكوِّن أكثر من رابطة واحدة [أي أنها الأقل عدد ذرات في الجزيء المكون من ذرتين]



معلومات مهمة:

- كثير من المواد التي نستخدمها في حياتنا اليومية وموجودة في أجسامنا وأجسام الكائنات الحية هي مركبات تحتوي روابط تساهمية
- يمكن معرفة عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في الجزيئات والأيونات المختلفة عند رسم تركيب لويس لها
- كثير من الذرات المكونة للروابط التساهمية تحقق قاعدة الثمانية فتستقر بأربعة أزواج من الإلكترونات إلا الهيدروجين يستقر بزوج واحد، وهناك عناصر تخالف قاعدة الثمانية، فيستقر بأقل مثل: البريليوم Be والبورون B، وهناك من يستقر بأكثر مثل الفسفور P والكبريت S في بعض المركبات
- دائمًا الهيدروجين والفلور ذرات طرفية في الجزيئات
- دائمًا الكربون ذرة مركزية فهو يكوِّن أربعة روابط [ذرة مسيطرة]
- من الجدول(1): نعد الإلكترونات حول كل ذرة ويتبين لنا أن كل ذرة طبقت قاعدة الثمانية سواء كانت الرابطة التساهمية بين الذرتين أحادية، ثنائية، ثلاثية

اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس	اسم الجزيء	الصيغة الجزيئية	تركيب لويس
الكلور	Cl_2	:Cl:Cl:	ثاني أكسيد الكربون	CO_2	O::C::O
كلوريد الهيدروجين	HCl	H:Cl:	الإيثين	C_2H_4	H:C::C:H (H H)
الماء	H_2O	H:O:H	الأكسجين	O_2	O::O
الإيثان	C_2H_6	H H H:C··C:H H H	النيتروجين	N_2	:N⋮⋮N:
			الإستيلين	C_2H_2	H:C⋮⋮C:H

n	$number$	عدد
$(v.e)$	$valence\ electrons$	إلكترونات التكافؤ
$(v.e.p)$	$valence\ electron\ pairs$	زوج إلكترونات التكافؤ

استراتيجية الرسم

- **طريقة رسم تركيب لويس للجزيء [المركب التساهمي] أو المجموعة الأيونية:**

1- نحدد عدد إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$ من خلال التوزيع الإلكتروني لكل ذرة عنصر [العدد الذري يتوفر في السؤال، أو نأتي به من الجدول الدوري]

2- أو نحدد عدد إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$ حسب معلوماتنا السابقة عن مجموعة العنصر، الكربون في المجموعة الرابعة، إلكترونات التكافؤ = 4

3- نجمع إلكترونات التكافؤ لجميع ذرات الجزيء:-

$$sum(v.e) = n(v.e)(atom)_1 \times n(atom)_1 + n(v.e)(atom)_2 \times n(atom)_2$$

مجموع إلكترونات التكافؤ في الجزيء =

إلكترونات التكافؤ في العنصر الأول× عدد ذراته + إلكترونات التكافؤ في العنصر الثاني× عدد ذراته

4- نحسب عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة $(v.e.p)$ بقسمة المجموع على 2 $n(v.e.p) = \frac{sum(v.e)}{2}$

5- نحدد الذرة المركزية: (1) الأقل عدد ذرات [وتكوِّن روابط أكثر من غيرها] (2) والأقل سالبية كهربائية

6- نرسم روابط أحادية من الذرة المركزية إلى الذرات المتبقية، الرابطة الأحادية عبارة عن زوج إلكترونات

7- نحسب عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة المتبقية $(l.e.p)$:-

عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة $(v.e.p)$ – عدد أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$

حيث كل رابطة أحادية تم رسمها هي زوج من الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$

8- نوزع الإلكترونات المتبقية غير الرابطة $(l.e.p)$ حول الذرات الطرفية حتى تتحقق قاعدة الثمانية أو تستقر الذرات الطرفية، والذي يتبقى نضعه على الذرة المركزية

9- نتأكد أن الذرة المركزية استقرت على قاعدة الثمانية [4 أزواج] فإن لم تحقق فإننا نحوِّل زوج أو أكثر من الذرات الطرفية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بينها وبين الذرة المركزية

10- نحسب الشحنة الجزئية لكل ذرة: [عدد إلكترونات التكافؤ للذرة – عدد الإلكترونات المحيطة بها]

11- الشحنة الكلية للجزيء= صفرًا في المركب التساهمي، وقيمة معينة في المجموعة الأيونية

مثال ص12: اكتب تركيب لويس لجزيء NF_3 وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية

[1] التوزيع الإلكتروني لكل ذرة، أو تحديد المجموعة:

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$	التوزيع الإلكتروني وتحديد مستوى التكافؤ
$_9F$	7A	7	$1s^2 2s^2 2p^5$
$_7N$	5A	5	$1s^2 2s^2 2p^3$

[2] مجموع إلكترونات الجزيء $sum(v.e)$ بالنظر إلى صيغته NF_3 ← ثلاث ذرات فلور وذرة نيتروجين

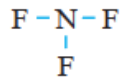
$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 3 = 26\ v.e$$

[3] عدد أزواج الإلكترونات في الجزيء

$$n(v.e.p) = {}^{26}/_{2} = 13\ v.e.p$$

[4] الذرة المركزية: النيتروجين، فهي ذرة واحدة، وتكون روابط أكثر حتى تستقر، والسالبية الكهربائية لها أقل

[5] نرسم ثلاثة روابط أحادية بين النيتروجين والفلور، لأن الفلور ثلاث ذرات



H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0

[6] نعدّ زوج الإلكترونات الرابطة بالنظر للروابط $(b.e.p) = 3$

[7] نحسب زوج الإلكترونات غير الرابطة [المتبقية]:

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 13 - 3 = 10$$

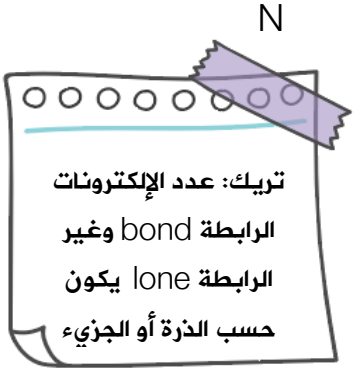
[8] نوزع من $(l.e.p)$ على الأطراف في البداية حتى تستقر، الفلور يستقر بثمانية، حوله إلكترونان بسبب الرابطة بينه وبين النيتروجين ويتبقى له 6 إلكترونات أي 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة فلور، المجموع = 9 أزواج

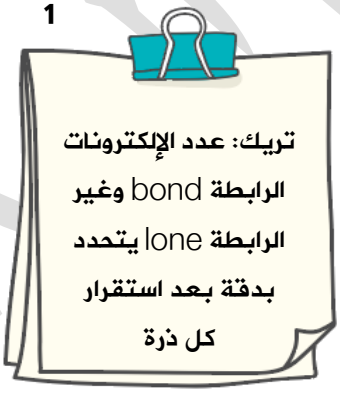
[9] يتبقى زوج من ال10 وهذا نضعه على الذرة المركزية [النيتروجين]

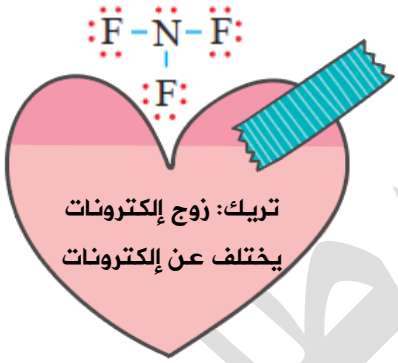
[10] نتأكد من استقرار النيتروجين بقاعدة الثمانية، عليه زوج إلكترونات غير رابطة + 3 أزواج رابطة = 4 أزواج

وهو مستقر وهذا هو تركيب لويس الصحيح لجزيء NF_3

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$	تركيب لويس
N	3	1	







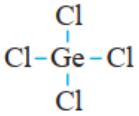
مثال ص13: حدد عدد الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في جزيء $GeCl_4$

نرسم تركيب لويس وبعد التأكد من استقرار الذرة المركزية نحسب الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
Ge	4A	4
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$

الذرة المركزية: الجيرمانيوم Ge، وحولها أربع روابط كلور Cl $(b.e.p) = 4$

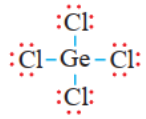


$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

كل ذرة كلور تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة كلور، المجموع = 12 زوج

ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الذرة المركزية Ge

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 4 أزواج، أي تنطبق قاعدة الثمانية، وهي مستقرة

الذرة المركزية	الإلكترونات الرابطة	الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
Ge	8	0	

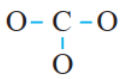
مثال: ص14: اكتب تركيب لويس وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في أيون CO_3^{2-}

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
C	4A	4
O	6A	6

تريك: في المجموعة الأيونية نضيف الشحنة إلى مجموع إلكترونات التكافؤ إذا كانت الشحنة سالبة

$$sum(v.e) = 4 \times 1 + 6 \times 3 + 2e = 24\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{24}/_{2} = 12\ v.e.p$$

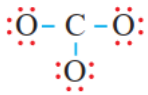


الذرة المركزية: الكربون C، [نتذكر الكربون دائمًا في المركز] وحوله ثلاث روابط O

$$(b.e.p) = 3$$

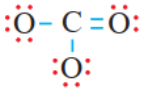
$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$

$$n(l.e.p) = 12 - 3 = 9$$



كل ذرة أكسجين تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل منها،

المجموع = 9 ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الكربون

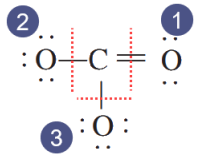


نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 3 أزواج، ولا بد من استقرار الكربون على قاعدة الثمانية؛ لذا ننقل من أي ذرة طرفية إلكترونين يكونان رابطة أخرى فوق الرابطة الأحادية بين الطرفية [أكسجين] والمركزية [كربون] فتصبح رابطة ثنائية، الآن أصبح حول الكربون وكل ذرة أكسجين 4 أزواج

* تتبقى خطوة تأكدنا من الشحنة بعد رسم تركيب لويس:

الشحنة الجزئية للذرة: إلكترونات التكافؤ – الإلكترونات المحيطة بها فقط

نكسر الروابط بشكل تخيلي لنحسب الإلكترونات المحيطة



الشحنة الجزئية للكربون: $4 - 4 = 0$

الشحنة الجزئية للأكسجين(1): $6 - 6 = 0$

الشحنة الجزئية للأكسجين(2): $6 - 7 = -1$

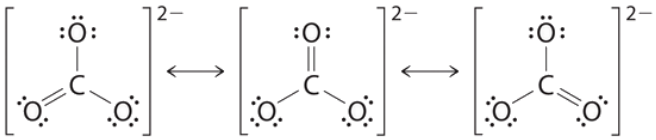
الشحنة الجزئية للأكسجين(3): $6 - 7 = -1$

الشحنة الكلية: $0+0+-1+-1=-2$

جواب سؤال في بالك: نعم ممكن نقل زوج الإلكترونات من أي ذرة طرفية ورسم التركيب مرة أخرى؛ لذا نسمي هذا التركيب تركيب رنين أي فيه احتمالات رسم

تذكر ↩ الإلكترونات المحيطة: تكون خاصة بالذرة نفسها ولا نعتبر معها الإلكترون المشارِك من الذرة الأخرى

تركيب لويس لأيون الكربونات باحتمالاته الثلاث:



الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$
C	4	0

تدريب خارجي: حدد [1] عدد الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في جزيء CO_2

[2] عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في جزيء ثاني أكسيد الكربون

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
C	4A	4
O	6A	6

$$sum(v.e) = 4 \times 1 + 6 \times 2 = 16\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{16}/_{2} = 8\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، وحولها رابطتين مع O $(b.e.p) = 2$

O - C - O

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 8 - 2 = 6$$

كل ذرة أكسجين تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل ذرة O، المجموع = 6 ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الذرة المركزية C

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 2 زوج، تحتاج للاستقرار عن طريق قاعدة الثمانية، ننقل من كل ذرة O زوج ونرسم رابطة، لتتحول الأحادية إلى ثنائية من الجهتين، الآن أصبح C مستقرا ب4 أزواج

الذرة المركزية	الإلكترونات الرابطة	الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
C	8	0	:Ö= C =Ö:

الجزيء	أزواج الإلكترونات غير الرابطة
CO_2	4

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس وحدِّد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة لذرة N في جزيء HCN

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
H	1A	1
C	4A	4
N	5A	5

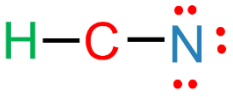
$$sum(v.e) = 1 \times 1 + 4 \times 1 + 5 \times 1 = 10\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{10}/_{2} = 5\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، [قاعدة الكربون دائمًا مركزية] حول المركزية رابطتان مع H و N $(b.e.p) = 2$

H—C—N

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 5 - 2 = 3$$

ننظر للطرفيات، الهيدروجين مستقر بإلكترونين فلا نضيف له أي زوج من الإلكترونات غير الرابطة، حول N زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية C

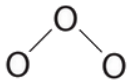


نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 2 زوج، تحتاج 2 زوج، ننقل فقط من الذرة N زوجين، لتتحول الأحادية إلى ثلاثية بين N و C، الآن أصبح C مستقرا ب4 أزواج

الذرة المطلوبة	زوج الإلكترونات الرابطة	زوج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
N	3	1	

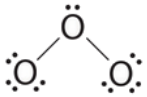
تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس وحدِّد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة للذرة المركزية في جزيء O_3

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
O	6A	6



$$sum(v.e) = 6 \times 3 = 18\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{18}/_{2} = 9\ v.e.p$$

الذرة المركزية: أحد الذرات لأنها متشابهة، وحولها رابطتين مع الذرتين الباقيتين $(b.e.p) = 2$



$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 9 - 2 = 7$$

ننظر للطرفيات في البداية، نوزع على كل ذرة طرفية 3 أزواج حتى تستقر، يتبقى للذرة المركزية زوج

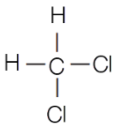
نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، تحتاج إلى زوج من ذرة طرفية، بإمكان أي ذرة مشاركتها بالزوج

وبالتالي سيكون هذا التركيب من نوع تركيب رنين، وستتكون رابطة ثنائية في جهة وأحادية في جهة

الذرة المركزية	زوج الإلكترونات الرابطة	زوج الإلكترونات غير الرابطة
O	3	1

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس الصحيح لجزيء CH_2Cl_2 وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء

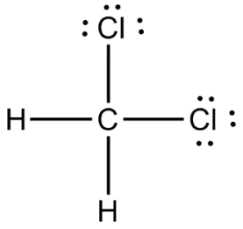
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
C	4A	4
H	1A	1
Cl	7A	7



$$sum(v.e) = 4 \times 1 + 1 \times 2 + 7 \times 2 = 20\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{20}/_{2} = 10\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، وحولها أربع روابط مع H و Cl $(b.e.p) = 4$

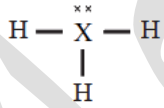
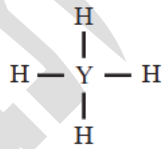
$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 10 - 4 = 6$$



ننظر للطرفيات، الهيدروجين مستقر بإلكترونين فلا نضيف له أي زوج من الإلكترونات غير الرابطة، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع للذرتين =6 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية C

والكربون مستقر عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة في الجزيء = 6

سؤال تريك: يرتبط العنصران X و Y بالهيدروجين من خلال روابط تساهمية، ينطبق على كليهما قاعدة الثمانية، إذا علمت أنهما من عناصر الدورة الثانية، وصيغتهما الجزيئية: XH_3 و YH_4 بحيث يكون على X زوج من الإلكترونات غير الرابطة، بينما على Y لا يوجد، فما اسم العنصرين X و Y

الجزيء	الإلكترونات المحيطة بالذرة المركزية	الإلكترونات غير الرابطة للذرة المركزية	تركيب لويس الافتراضي	التأكد من استقرار المركزية	إلكترونات التكافؤ	اسم العنصر
XH_3	3	2		نعم	5	نيتروجين
YH_4	4	0		نعم	4	كربون

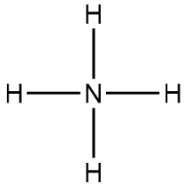
سؤال تريك: اكتب تركيب لويس وحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية في الأمونيوم NH_4^{1+}

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
N	5A	5
H	1A	1

تريك: الأيون موجب، سنطرح مقدار الشحنة من مجموع الإلكترونات ولن نضيف

$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 1 \times 4 - 1e = 8\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$

الذرة المركزية: النيتروجين N، وحوله أربع روابط H $(b.e.p) = 4$



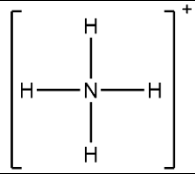
$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 4 - 4 = 0$$

لا يوجد أزواج إلكترونات نوزعها على الذرات طرفية أو المركزية، وكل الذرات مستقرة

* تتبقى خطوة تأكدنا من الشحنة بعد رسم تركيب لويس:

الشحنة الجزئية للنيتروجين: $5 - 4 = 1$ الشحنة الجزئية لكل هيدروجين: $1 - 1 = 0$

الشحنة الكلية للأمونيوم = +1

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$	تركيب لويس
N	4	0	

ملاحظة: هذا الرسم على استراتيجية قاعدة الثمانية لكن تركيبة الأمونيوم الأدق ستُدرس في الرابطة التناسقية

سؤال تريك: ارسم أفضل تركيب لويس لجزيء كلوريد النتروزيل NOCl

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
N	5A	5
O	6A	6
Cl	7A	7

أين هي الذرة المركزية؟

نعلم أن أعلى العناصر سالبية كهربائية مجموعة في كلمة FON الأكسجين في هذا المركب أعلى من الكلور والنيتروجين؛ لذا نستثنيه يبقى الكلور والنيتروجين، الأقل فيهما هو الذرة المركزية، لكن للأسف هما متعادلان!

حل الإشكال يكون برسم تركيب لويس لأكثر من ذرة مركزية، ثم التأكد من الشحنة الجزئية، الشحنة الكلية ستكون صفرا لكل تركيب، يهمنا في التركيب الأفضل أن تكون الشحنة الجزئية لكل ذرة أقل ما يمكن

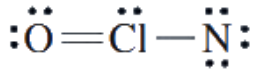
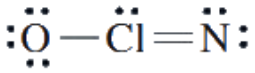
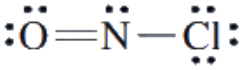
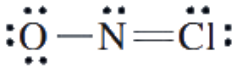
$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 1 + 7 \times 1 = 18\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{18}/_{2} = 9\ v.e.p$$

كل ذرة مركزية ترتبط برابطتين مع الأطراف $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 9 - 2 = 7$$

الذرة المركزية N	الذرة المركزية Cl
O — N — Cl	O — Cl — N
يحتاج كل من الكلور والأكسجين إلى ثلاث أزواج للاستقرار فيبقى زوج نضعه على النيتروجين	يحتاج كل من النيتروجين والأكسجين إلى ثلاث أزواج للاستقرار فيبقى زوج نضعه على الكلور
نتأكد من استقرار النيتروجين، يحتاج زوجًا من أحد الطرفين ليصنع رابطة ثنائية، ينفع من الكلور وينفع من الأكسجين	نتأكد من استقرار الكلور، يحتاج زوجًا من أحد الطرفين ليصنع رابطة ثنائية، ينفع من النيتروجين وينفع من الأكسجين

[1]	[2]	[3]	[4]
			
الشحنة الجزئية			
N	$5-7=-2$	$5-6=-1$	$5-5=0$	$5-5=0$
O	$6-6=0$	$6-7=-1$	$6-6=0$	$6-7=-1$
Cl	$7-5=+2$	$7-5=+2$	$7-7=0$	$7-6=+1$

أفضل تركيب للجزيء

سؤال أتحقق ص17: [1] أرسم تركيب لويس للجزيء OF_2 وأحدد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة في ذرتها المركزية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
O	6A	6
F	7A	7

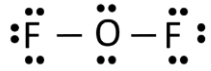
$$sum(v.e) = 6\times1 + 7\times2 = 20\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{20}/_{2} = 10\ v.e.p$$

الذرة المركزية: الأكسجين، وحولها رابطتان مع F $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 10 - 2 = 8$$

F — O — F

تحتاج كل ذرة فلور إلى 3 أزواج، فيكون المجموع 6 أزواج، يتبقى للأكسجين 2 زوج والمركزية مستقرة

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
O	2	2	

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس للجزيء C_2H_4

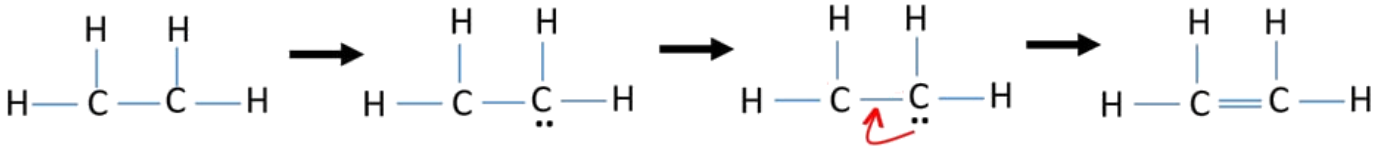
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
C	4A	4
H	1A	1

$$sum(v.e) = 4\times2 + 1\times4 = 12\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{12}/_{2} = 6\ v.e.p$$

في الجزيء ذرتين مركزيتين C وحول كل منها 3 روابط رابطة مع C ورابطتين مع H مجموع كامل الروابط حولهما $(b.e.p) = 5$

$$n(l.e.p) = 6 - 5 = 1$$

يتبقى زوج على ذرة كربون غير مستقرة والأخرى غير مستقرة أيضا، لتطبيق قاعدة الثمانية يلزم مشاركة الزوج المتبقي، يتحول إلى رابطة بين الذرتين C لتصبح الرابطة بينهما ثنائية



ورقة عمل 1: استراتيجية تركيب لويس حسب قاعدة الثمانية

يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون CS_2 على أزواج إلكترونات رابطة وغير رابطة، ارسم تركيب لويس وحدد عدد تلك الأزوج

حدِّد عدد الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية في جزيء PH_3

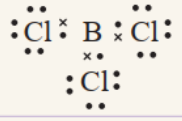
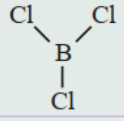
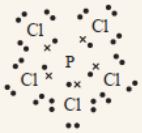
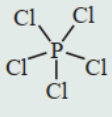
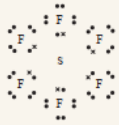
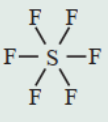
ارسم تركيب لويس لأيون HCO_3^{1-} وما مقدار الشحنة الجزئية على الأكسجين

م. مريم السرطاوي

استثناءات الذرة المركزية لقاعدة الثمانية

معلومات مهمة:

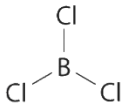
- درست سابقًا أن الفلز مع اللافلز يكوِّنان رابطة أيونية، وهذه قاعدة عامة وقد لا تتكوّن الأيونية وبدلًا من ذلك تتكوّن التساهمية لأسباب كثيرة منها: الفرق في السالبية الكهربائية بحيث إذا كان أقل من 2 فهي تساهمية، وفي بعض كتب الكيمياء يعتبر أقل من 1.8 فهي تساهمية
- قد يكون فرق السالبية الكهربائية أقل من 2 ورغم ذلك تكون الرابطة أيونية لأسباب أخرى وهذا لا يعنينا دراسته في هذه المرحلة
- تذكّر أن حديثنا كله عن الذرة المركزية وقد تكون مخالفة لقاعدة الثمانية، فتستقر بأقل أو أكثر مثل:
  a. البريليوم Be وهو فلز، ويستقر بأربع إلكترونات [زوجين] ويكوّن روابط تساهمية مع بعض اللافلزات
  b. البورون B وهو شبه فلز، ويستقر بست إلكترونات [3 أزواج] ودائمًا يكوّن روابط تساهمية
  c. الفسفور P يستقر في بعض المركبات بعشر إلكترونات [5 أزواج]
  d. الكبريت S يستقر في بعض المركبات باثنا عشر إلكترونًا [6 أزواج]
  e. الزينون Xe رغم أنه غاز نبيل إلا أنه يكوّن بعض المركبات إذا تفاعل مع اللافلزات ذات السالبية الكهربائية العالية كالفلور، ويستقر باثنا عشر إلكترونًا [6 أزواج]
- العنصران B و Be ليس لديهما القدرة لعمل روابط تساهمية ثنائية أو ثلاثية، فقط روابط أحادية، والاستثناء عن قاعدة الثمانية نحدده بعد رسم المركب
- عناصر الدورة الثانية: فلورF، أكسجينO، نيتروجينN، كربونC، تطبق قاعدة الثمانية بشكل عام [FONC] وهناك استثناءات لأكاسيد النيتروجين مثل NO و NO_2 بسبب الإلكترونات الفردية
- عناصر الدورة الثالثة وما بعد ذلك تشذ أحيانًا عن قاعدة الثمانية حسب نوع التفاعل مع الذرة الأخرى، مثلًا الكلور يتعدى الثمانية مع الفلور ويكوِّن ثلاثي فلوريد الكلور ClF_3
- تذكر أن من يستقر بأكثر من ثمانية يكون على قاعدة الثمانية الممتدة

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

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس لجزيء BCl_3 وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة للذرة المركزية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
B	3A	3
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 3 \times 1 + 7 \times 3 = 24\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{24}/_{2} = 12\ v.e.p$$

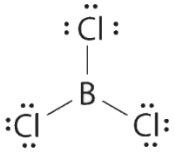


الذرة المركزية: B، وحولها ثلاث روابط مع Cl $(b.e.p) = 3$

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 12 - 3 = 9$$

ننظر للطرفيات، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =9 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية B

البورون B لا يكون روابط ثنائية ولا ثلاثية إذا هنا يُستثنى من قاعدة الثمانية

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$	تركيب لويس
B	3	0	

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس لجزيء ينتج عن ارتباط 6 ذرات فلور وذرة كبريت وهل تنطبق قاعدة الثمانية عليه؟

يلزمنا رسم تركيب لويس ثم حساب عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية، فإن كان مجموعها = 4 فإن الذرة المركزية تطبق قاعدة الثمانية، وإن كان أعلى من ذلك فهي تطبق قاعدة الثمانية الممتدة

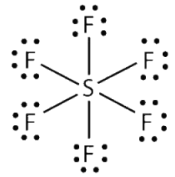
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
S	6A	6
F	7A	7

$$sum(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 6 = 48\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{48}/_{2} = 24\ v.e.p$$

الذرة المركزية: S، وحولها ست روابط مع F $(b.e.p) = 6$

$$n(l.e.p) = 24 - 6 = 18$$

ننظر للطرفيات، حول F زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =18 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية S، نتأكد من استقرار الكبريت ونحسب أزواج الإلكترونات حوله

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
S	6	0	

الكبريت في هذا الجزيء يطبق قاعدة الثمانية الممتدة لأنه استقر بأكثر من 4 أزواج من الإلكترونات

تدريب خارجي: يتفاعل ثلاثي كلوريد الفسفور مع غاز الكلور مكوِّنًا خماسي كلوريد الفسفور، وضِّح أي من هذه المركبات يتبع قاعدة الثمانية؟

يلزمنا كتابة كل صيغة لنستطيع رسم تركيب لويس لها

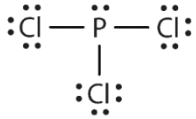
التسمية	الصيغة الكيميائية
ثلاثي كلوريد الفسفور	PCl_3
غاز الكلور	Cl_2
خماسي كلوريد الفسفور	PCl_5

[1] PCl_3

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
P	5A	5
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 3 = 26\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{26}/_{2} = 13\ v.e.p$$



الذرة المركزية: P، وحولها ثلاث روابط مع Cl $(b.e.p) = 3$

$$n(l.e.p) = 13 - 3 = 10$$

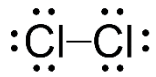
ننظر للطرفيات، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =9 وهكذا زوج واحد للذرة المركزية P فنضعه عليها، ونتأكد من استقرارها، P مستقر بأربع أزواج من الإلكترونات [يطبق قاعدة الثمانية]

[2] Cl_2

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 7 \times 2 = 14\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{14}/_{2} = 7\ v.e.p$$



لا يوجد ذرة مركزية لأنهما ذرتان فقط، الكلور يرتبط بنفسه من خلال رابطة $(b.e.p) = 1$

$$n(l.e.p) = 7 - 1 = 6$$

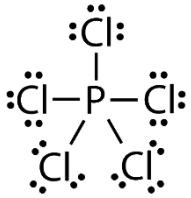
نوزع 3 أزواج على كل ذرة كلور، وهكذا يكون المجموع 6 أزواج، نتأكد من استقراره [يطبق قاعدة الثمانية]

[3] PCl_5

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
P	5A	5
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 7 \times 5 = 40\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{40}/_{2} = 20\ v.e.p$$



الذرة المركزية: P، وحولها خمس روابط مع Cl $(b.e.p) = 5$

$$n(l.e.p) = 20 - 5 = 15$$

ننظر للطرفيات، حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =15

لا يتبقى أي زوج للذرة المركزية P

نتأكد من استقرار P نلاحظ أن حوله 5 أزواج من الإلكترونات [لا يطبق قاعدة الثمانية]

تدريب خارجي: يتفاعل الفلور في ظروف خاصة مع الغاز النبيل: الزينون لينتج من التفاعل رباعي فلوريد الزينون، ارسم تركيب لويس للمركب الناتج وحدِّد أزواج الإلكترونات غير الرابطة حول الذرة المركزية

نكتب الصيغة الكيميائية لرباعي فلوريد الزينون XeF_4

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
Xe	8A	8
F	7A	7

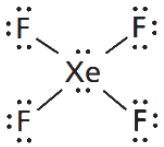
$$sum(v.e) = 8 \times 1 + 7 \times 4 = 36\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{36}/_{2} = 18\ v.e.p$$

الذرة المركزية: Xe، وحولها أربع روابط مع F $(b.e.p) = 4$

$$n(l.e.p) = 18 - 4 = 14$$

ننظر للطرفيات، حول F زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =12

يتبقى 2 زوج نضعهما على الزينون Xe فيصبح مجموع أزواج الإلكترونات حول الزينون=6 [قاعدة الثمانية الممتدة]

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة $(b.e.p)$	أزواج الإلكترونات غير الرابطة $(l.e.p)$	تركيب لويس
Xe	4	2	

تدريب خارجي: لا تحقق ذرة النيتروجين قاعدة الثمانية في جزيء ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 فسِّر ذلك

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
N	5A	5
O	6A	6

تريك: مجموع الإلكترونات إذا كان فرديًّا فمعناه يوجد إلكترون فردي على ذرة ما

$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 2 = 17\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{17}/_{2} = 8.5\ v.e.p$$

هناك 8 أزواج من الإلكترونات وإلكترون فردي لوحده

الذرة المركزية: النيتروجين N، وحوله رابطتان مع O $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 8 - 2 = 6$$

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 6 ويتبقى الإلكترون الفردي على النيتروجين

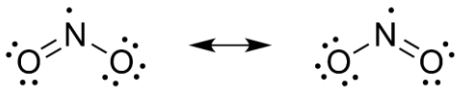
نتأكد من استقرار النيتروجين: حوله زوجين وإلكترون واحد

تعطيه أي ذرة من ذرتي الأكسجين زوجًا بالمشاركة فتتحول الرابطة إلى ثنائية، ويكون التركيب تركيب رنين

O−N−O

Ö=Ṅ−Ö:

يبقى النيتروجين ب7 إلكترونات فقط [أقل من قاعدة الثمانية] ولا يمكن زيادته عن ذلك بأخذ إلكترونات من أي ذة طرفية؛ لأنه النيتروجين يكوّن ثلاث روابط كحد أقصى



سؤال أتحقق ص17: ارسم تركيب لويس لجزيء $BeCl_2$ وحدِّد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة للذرة المركزية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
Be	2A	2
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 2 \times 1 + 7 \times 2 = 16\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{16}/_{2} = 8\ v.e.p$$

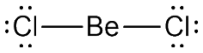
الذرة المركزية: Be، وحولها رابطتان مع Cl $(b.e.p) = 2$

Cl—Be—Cl

$$n(l.e.p) = 8 - 2 = 6$$

حول Cl زوج ويتبقى له 3 أزواج، فيصبح مستقرًا، فالمجموع =6 وهكذا لم يتبق أي زوج للذرة المركزية Be

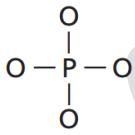
البريليوم لا يكوّن روابط ثنائية ولا ثلاثية، وحسب الرسم يكون استثناء من قاعدة الثمانية

الذرة المركزية	أزواج الإلكترونات الرابطة	أزواج الإلكترونات غير الرابطة	تركيب لويس
Be	2	0	

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات PO_4^{3-}

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
P	5A	5
O	6A	6

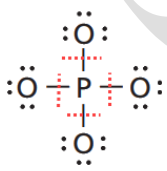
$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 4 + 3e = 32\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$



الذرة المركزية: الفسفور P، وحوله أربع روابط O $(b.e.p) = 4$

$$n(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

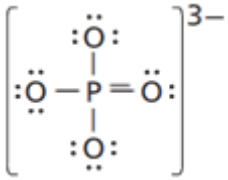
كل ذرة أكسجين تستقر بثمانية، حولها زوج ويتبقى لها 3 أزواج، نضع 3 أزواج على كل منها،



المجموع = 12 ولم يتبق أي من الإلكترونات لنضعها على الفسفور P

نتأكد من استقرار الذرة المركزية P بقاعدة الثمانية، مستقرة

الشحنة الجزئية للفسفور: $5 - 4 = 1$ الشحنة الجزئية لكل أكسجين: $6 - 7 = -1$



الشحنة الكلية: $1 + -1+-1+-1+-1 = -3$ لكن لأن الفسفور يستقر أيضا بخمسة أزواج، فلنجرب رابطة ثنائية ونحسب الشحنات الجزئية لتكون أقل ما يمكن، نجد أن الشكل النهائي المقبول هو خمسة أزواج حول الفسفور، ولن يزيد إلى 6 لأن إلكترونات التكافؤ للفسفور كلها استخدمت في التفاعل

ورقة عمل 2: استثناءات قاعدة الثمانية

ارسم تركيب لويس لثلاثي هيدريد البورون BH_3 وبيّن إن كانت الذرة المركزية تطبق قاعدة الثمانية أم لا؟

ارسم تركيب لويس لأكسيد النيتريك NO وبيِّن إن كان النيتروجين يحقق قاعدة الثمانية أم لا

حدِّد عدد الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية في جزيء ClF_3

م. مريم السرطاوي

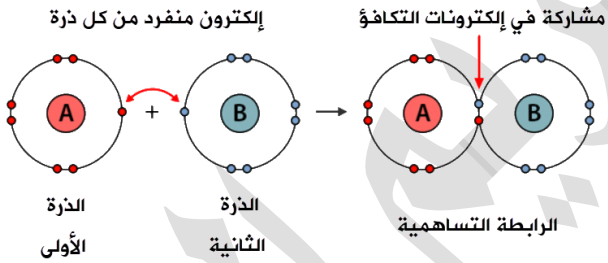
الرابطة التناسقية Coordinate Bond

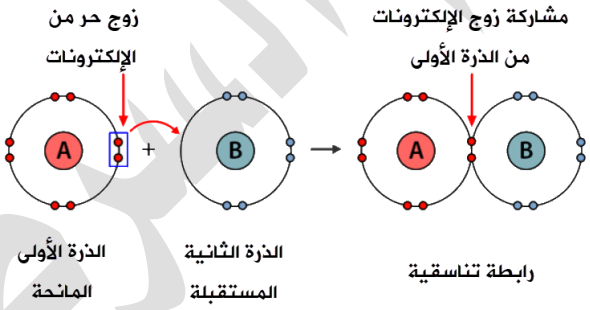
تعريفات الدرس:

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

معلومات مهمة:

- نفرق بين الرابطة التساهمية والتناسقية: أن التساهمية فيها مشاركة زوج الإلكترونات من الذرتين، بينما في التناسقية ذرة واحدة تمنح زوج الإلكترونات غير رابطة لذرة أخرى لا تملك أي إلكترونات غير رابطة ولديها فلك فارغ من الإلكترونات
- الرابطة التناسقية نوع من التساهمية وتختلف عنها فقط بطريقة مشاركة الإلكترونات، ونستطيع تسميتها تساهمية تناسقية





- الذرة التي تعطي زوج الإلكترونات غير الرابطة تكون مانحة [أي تسلك سلوك قاعدة لويس] والتي تستقبل تكون مستقبلة [أي تسلك سلوك حامض لويس] وبعد ذلك يحدث الاستقرار لكل ذرة
- أحماض وقواعد لويس: أحماض لويس هي التي تستقبل زوجًا حرًّا من الإلكترونات [فقيرة بالإلكترونات] مثل H^+، بينما قواعد لويس هي التي تمنح الزوج الحر من الإلكترونات [غنية بالإلكترونات] مثل H_2O فإن الأكسجين حوله زوجين إلكترونات غير مرتبطين
- الصيغة التوضيحية عند رسم الرابطة التناسقية تكون على شكل سهم يتجه من الذرة المانحة إلى المستقبلة
- **أشهر المركبات كأمثلة على الرابطة التناسقية:**

[1] أول أكسيد الكربون CO ويتكون من حرق الكربون في وسط غير كاف من الأكسجين

[2] أيون الأمونيوم NH_4^{1+} ويتكون من تفاعل الأمونيا مع حامض قوي مثل HCl

[3] أيون الهيدرونيوم $H3O^{1+}$ ويتكون من ذوبان الأحماض القوية في الماء مثل HCl

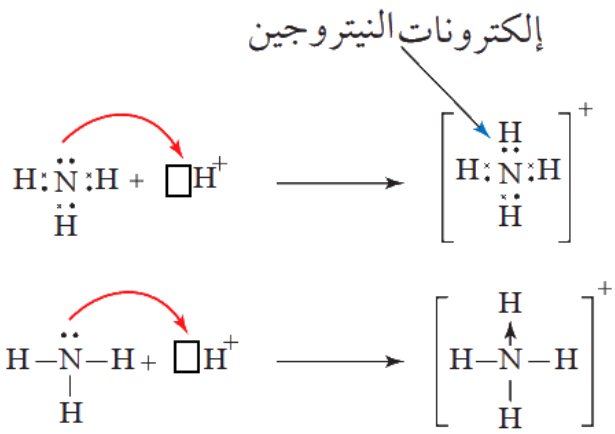
[4] الأمونيا ثلاثي فلوريد البورون $NH_3{\cdot}BF_3$: ويتكون من تفاعل الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون

[5] أيون رباعي فلوريد البورون BF_4^{1-}: يتكون من تفاعل ثلاثي فلوريد البورون BF_3 مع حامض HF

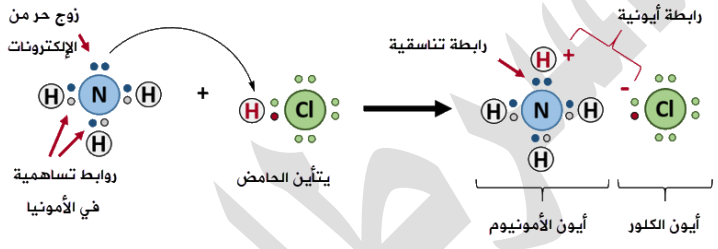
مثال ص16: يتفاعل محلول الأمونيا NH_3 مع حمض الهيدروكلوريك HCl كما في المعادلة التالية:

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

- يتفكك الحامض HCl ليكون H^+ و Cl^-
- أيون الهيدروجين خال من الإلكترونات في مستوى التكافؤ لأنه فقد إلكترونه الوحيد عندما تأيّن
- بينما الأمونيا NH_3 تملك زوجًا حرًّا من الإلكترونات على ذرة النيتروجين المستقرة على قاعدة الثمانية
- يمنح النيتروجين الزوج الحر إلى الفلك الفارغ في أيون الهيدروجين، فتكون الأمونيا قاعدة لويس، وأيون الهيدروجين حامض لويس وتتم الرابطة التناسقية بين الذرتين ليتكون أيون الأمونيوم



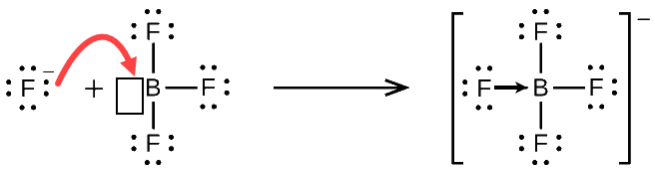
- نستطيع رسم تركيب لويس للأمونيوم بكلا الطريقتين مع توضيح شكل نقاط لويس يتبع لأي ذرة أو رسم السهم لتفرقة التناسقية عن التساهمية
- الشحنة النهائية على أيون الأمونيوم نعرفها فورًا بجمع الشحنات الكلية، شحنة الأمونيا الكلية صفر لأنه جزيء متعادل الشحنة، بينما شحنة الهيدروجين +1 لأنه متأين، فالشحنة الكلية للأمونيوم ستكون +1
- **فائدة للطالب:** سيكون المركب النهائي هو كلوريد الأمونيوم بهذا الشكل NH_4Cl حيث أيون الكلور لن يبقى طليقًا لوحده ولا بد أن ينجذب لشحنة موجبة، ونتذكر أن انجذاب الشحنات الأيونية يولد رابطة أيونية
- **تتكون ثلاث أنواع من الروابط في مركب كلوريد الأمونيوم وهي:**
  - رابطة تساهمية في الأمونيا
  - رابطة تناسقية بين الأمونيا وأيون الهيدروجين
  - رابطة أيونية بين أيون الأمونيوم وأيون الكلور



مثال ص17: يتفاعل ثلاثي فلوريد البورون BF_3 مع حمض الهيدروفلوريك HF كما في المعادلة التالية:

$$BF_{3(aq)} + HF_{(aq)} \rightarrow BF_4^-{}_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

- يتفكك الحامض HF ليكون H^+ و F^-
- مركب ثلاثي فلوريد البورون مرتبط بروابط تساهمية، حول البورون 3 أزواج إلكترونات فقط وهو مستثنى من قاعدة الثمانية فاستقر بست إلكترونات، وبقي فلك فارغ عنده من الإلكترونات فهو يعتبر حامض لويس
- بينما أيون الفلور غني بالإلكترونات فهو يستطيع منح زوج من الإلكترونات ويكون سلوكه قاعدة لويس
- يمنح أيون الفلور ذرة البورون زوجًا حرًّا ويتشاركان لتتكون الرابطة التناسقية
- مجموع الشحنة الكلية للمركب الجديد = 0 + 1− = 1−



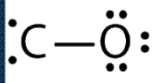
- البورون حوله 4 أزواج من الإلكترونات وطبق قاعدة الثمانية من خلال الرابطة التناسقية
- الأيون الناتج مرتبط برابطة أيونية بأيون الهيدروجين فيتكون المركب HBF_4

تدريب خارجي: ارسم تركيب لويس لأول أكسيد الكربون CO موضحًا نوع الروابط في ذلك المركب

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
C	4A	4
O	6A	6

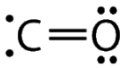
$$sum(v.e) = 4 \times 1 + 6 \times 1 = 10\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{10}/_{2} = 5\ v.e.p$$



لا يوجد ذرة مركزية لذا نرسم رابطة بين الكربون والأكسجين $(b.e.p) = 1$

$$n(l.e.p) = 5 - 1 = 4$$



نبدأ بالأكسجين لأن إلكترونات التكافؤ عنده أكثر فنعطيه 3 أزواج من الإلكترونات فيستقر على قاعدة الثمانية ويتبقى زوج للكربون

نتأكد من استقرار الكربون، ننقل الإلكترونات من الأكسجين بينهما لتتكون الرابطة الثنائية

ما زال الكربون غير مستقر، ولديه فلك فارغ من إلكترونات التكافؤ، والأكسجين لديها أزواج حرة، فتمنح الأكسجين زوجًا بينها وبين الكربون لتتكون الرابطة التناسقية، فيكون الرسم الصحيح لأول أكسيد الكربون هكذا:

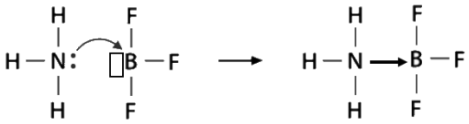
الرابطة في أول أكسيد الكربون: رابطة تساهمية ثلاثية، أحد تلك الروابط الثلاثية من نوع التناسقية

تدريب خارجي: يتفاعل محلول الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون كما في المعادلة التالية:

$$NH_{3(aq)} + BF_{3(aq)} \rightarrow NH_3.BF_{3(aq)}$$

ارسم الرابطة التناسقية بين ذرتي المركب ووضح الذرة المانحة والمستقبلة

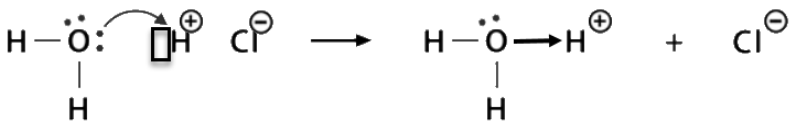
للنيتروجين زوج حر من الإلكترونات لذا تسلك سلوك قاعدة لويس وتكون المانحة، بينما ذرة البورون تملك فلكا فارغا من الإلكترونات فهي أقل من قاعدة الثمانية، لذا ستسلك سلوك حامض لويس، فتكون هي المستقبلة



تدريب خارجي: تذوب الأحماض القوية في الماء وتتأين، فإذا أضفنا محلول HCl إلى الماء كما في المعادلة، فما نوع الروابط المتكونة في أيون الهيدرونيوم الناتج $H_3O^+_{(aq)}$؟

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

يتفكك الحامض إلى أيون الكلور Cl^- وأيون الهيدروجين H^+ الذي يتصرف حسب حامض لويس كونه فارغ من الإلكترونات وسيستقبل من غيره، وستتصرف ذرة الأكسجين في الماء حسب قاعدة لويس فتمنح زوجًا من إلكتروناتها لتتكون الرابطة التناسقية بين الأكسجين وأيون الهيدروجين ويتكون بذلك أيون الهيدرونيوم

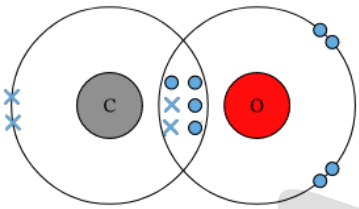


نوع الروابط المتكونة في الهيدرونيوم، روابط تساهمية وتناسقية

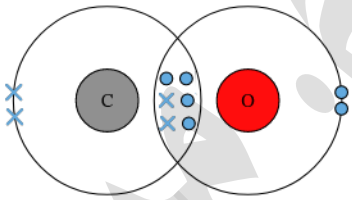
ورقة عمل 3: الرابطة التناسقية

يحتوي أول أكسيد الكربون على رابطة ثلاثية واحدة منها تناسقية، وضح أي من هذه الأشكال هو الرسم الصحيح؟

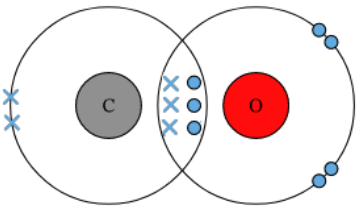
[1]



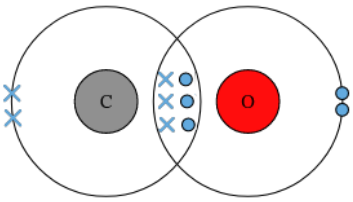
[2]



[3]

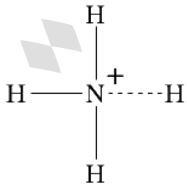


[4]

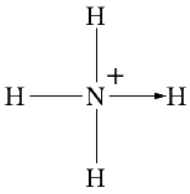


أي من الأشكال التالية هو الرسم الصحيح لأيون الأمونيوم؟

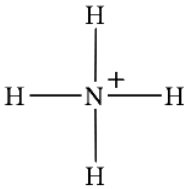
[1]



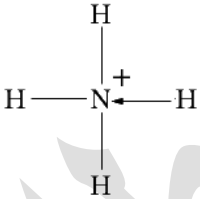
[2]



[3]



[4]



اكتب معادلة ذوبان محلول حمض الهيدروفلوريك HF في الماء H_2O موضّحا الذرة المانحة والمستقبلة لتكوين أيون الهيدرونيوم

نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ VSEPR

تعريفات الدرس:

- **نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ VSEPR**: نظرية يمكن بها التنبؤ بأشكال الجزيئات؛ فهي تفترض أن أزواج إلكترونات التكافؤ تترتب حول كل ذرة بحيث تكون أبعد ما يمكن ليكون التنافر في ما بينها أقلّ ما يمكن

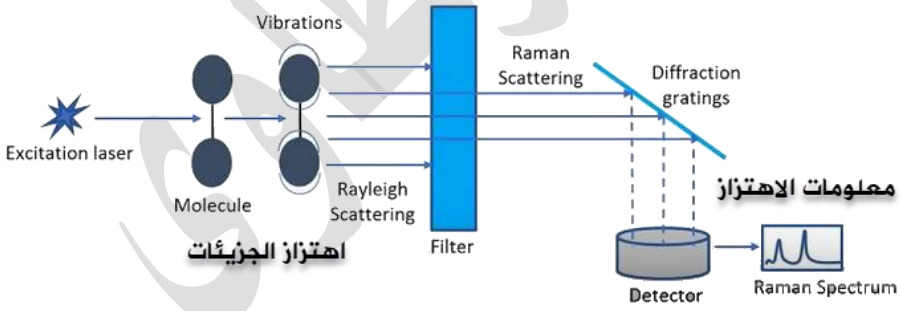
معلومات مهمة:

- إذا قرِّبت بالونين مشحونين بنفس الشحنة فإنهما يتنافران ويبتعدان، ويحدث مثل ذلك بين روابط الجزيء، فشكل الجزيء يتأثر بقوى التنافر الإلكترونية
- تتنبأ نظرية VSEPR بشكل فراغي معين للجزيء يكون فيه التنافر بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية أقل ما يمكن مع التنبؤ بمقدار الزاوية بينها، وبسبب هذه النظرية أيضًا يصبح الجزيء أكثر استقرارًا
- ويسهم الشكل الفراغي للجزيء في تحديد خصائصه الفيزيائية والكيميائية
- نظرية VSEPR (فِسبِر) فسّرت: [1] مقدار الزاوية [2] التنبؤ بالشكل الفراغي
- يختلف الشكل الفراغي حسب عدد الارتباطات التي تكونها الذرة المركزية مع الذرات الأخرى
- يختلف الشكل الفراغي لو كان هناك إلكترونات غير رابطة على الذرة المركزية
- أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الذرة المركزية تتنافر بقوة أكبر من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، لذا الزاوية بينها أكبر من الزاوية بين أزواج الإلكترونات الرابطة
- تحليل رامان الطيفي: يستخدم في:

[1] التعرف على تكوين المادة وخصائصها، ويعتمد على قدرة الجزيئات على تشتيت الضوء، وبالتالي تُعرف البنية الشبكية البلورية للمادة وأشكال الجزيئات من خلال معلومات اهتزاز الجزيئات من داخلها ومما حولها

[2] خط عمليات الإنتاج لمراقبة عمليات البلورة والكشف عن آليات التفاعل وسماته الحركية

[3] الصناعات الدوائية والغذائية والأنظمة البصرية



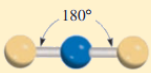
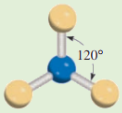
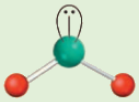
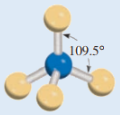
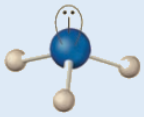
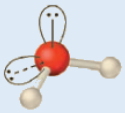
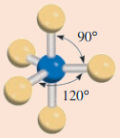
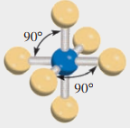
سؤال أستنتج ص18

استنتج العلاقة بين عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية ومقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء

كلما زاد عدد أزواج الإلكترونات الرابطة حول الذرة المركزية قلت الزاوية بين الروابط

وإذا توفر أزواج إلكترونات غير رابطة حول الذرة المركزية فالزاوية أيضا تقل بين الروابط

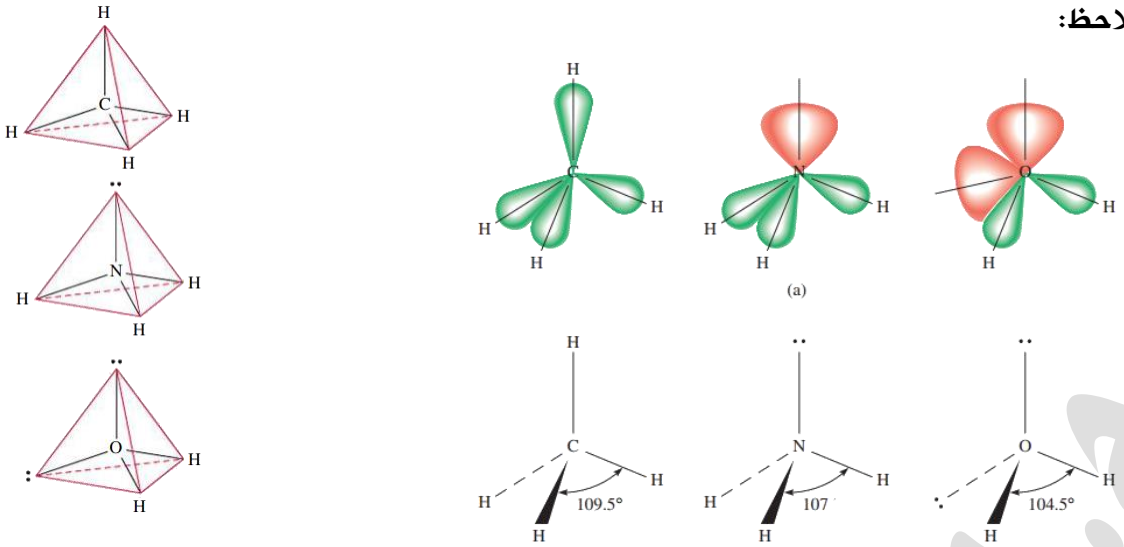
*جدول أشكال الجزيئات، مع الزاوية والرمز المختصر، وننتبه أننا نحسب المجموعات حول الذرة المركزية A بحيث X عدد الذرات المرتبطة بالمركزية، و E عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة

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 مستوٍ [مثلث مسطَّح] 	120°	BF_3 BCl_3
	AX_2E	1	مُنحنٍ 	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	مُنحنٍ 	104.5°	H_2O
5	AX_5	0	هرم ثنائي مثلث 	120°,90°	PCl_5 IF_5
6	AX_6	0	هرم ثماني السطوح 	90°	SF_6

*فوائد: [1] تنافر الأزواج غير الرابطة مع بعضها > تنافر غير الرابطة مع الرابطة > تنافر الروابط مع بعضها

[2] كل مجموعة إلكترونات تشمل رموزها المختصرة، فالرمز AX_2E_2 مشتق من الشكل الرباعي رغم أن شكل الجزيء منحن

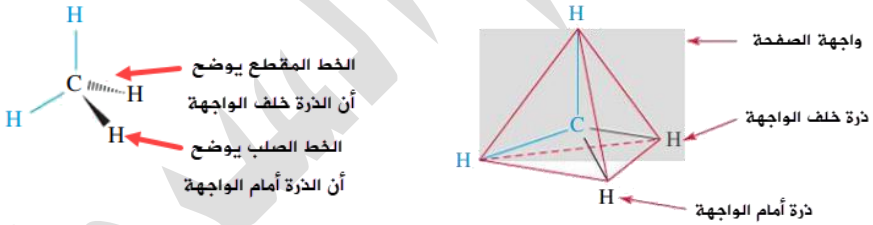
*من الشكل التالي نلاحظ:



[1] عدد المجموعات حول الذرة المركزية = 4 وكل مجموعات الإلكترونات لها شكل رباعي الأوجه منتظم سواء كانت روابط أحادية، ثنائية، ثلاثية فإننا نعتبر الرابطة مجموعة، ومثلها زوج الإلكترونات الحر

[2] أزواج الإلكترونات غير الرابطة تتنافر بقوة أكبر بينها من تنافر أزواج الإلكترونات الرابطة، فالزاوية بينها أكبر من الزاوية بين الروابط، لذا كلما زادت الأزواج الحرة زاد التنافر واحتاجت مساحة أكبر، فتقل الزاوية بين الروابط

[3] الزاوية بين روابط الميثان CH_4 =109.5°، بينما في الأمونيا NH_3 يوجد زوج غير رابط فتكون الزاوية أقل بين الروابط =107°، وفي الماء H_2O يوجد زوجين غير رابط فتقل الزاوية أكثر بين الروابط لتصبح=104.5°



سؤال أفكر ص21

يحقق الأكسجين في مركباته قاعدة الثمانية، فما الشكل المتوقع لجزيء الأوزون O_3 وكيف تترتب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية؟

$$sum(v.e) = 6 \times 3 = 18\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{18}/_{2} = 9\ v.e.p$$

الذرة المركزية: أحد الذرات لأنها متشابهة، وحولها رابطتين $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = n(v.e.p) - n(b.e.p)$$
$$n(l.e.p) = 9 - 2 = 7$$

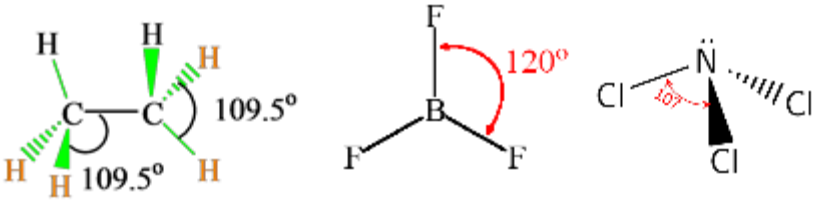
تحتاج كل طرفية إلى 3 أزواج فتستقر ويبقى زوج للمركزية، حتى تستقر المركزية، بإمكان أي طرفية مشاركتها بزوج وصنع رابطة ثنائية، التركيب من نوع تركيب رنين، رابطة ثنائية في جهة وأحادية في جهة

الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
AX_2E	3	1	منحنٍ بزاوية < 120

سؤال أتحقق ص22

قارن بين الجزيئات الآتية من حيث الشكل الفراغي ومقدار الزاوية بين الروابط: C_2H_6 – BF_3 – NCl_3

- بعد رسم تركيب لويس لكل مركب نحدد الرمز المختصر ومن الشكل والزاوية

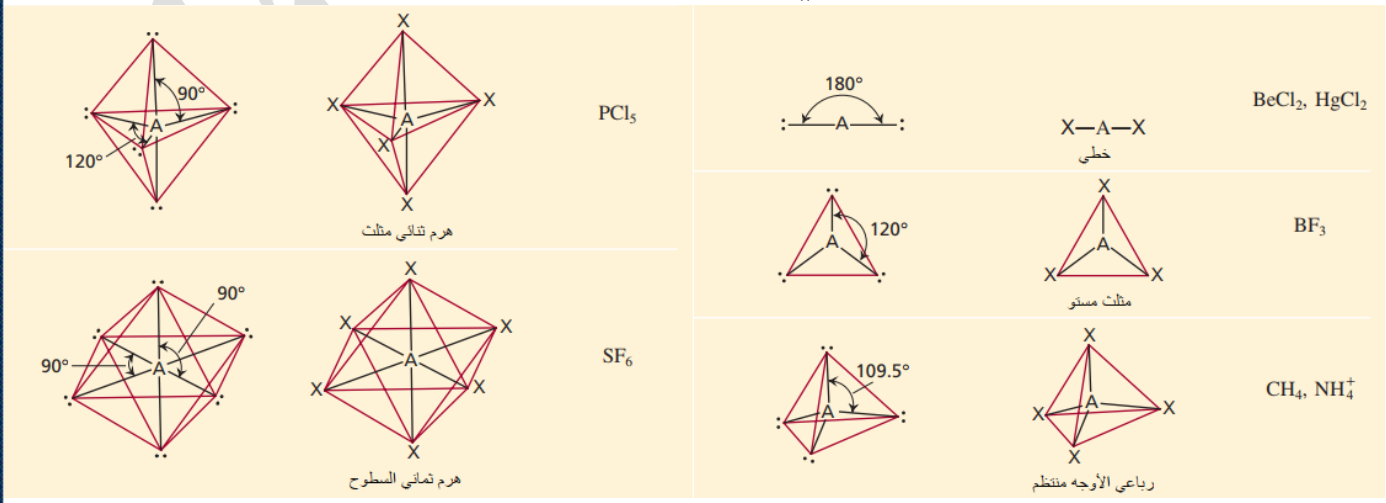


المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
NCl_3	AX_3E	4	1	هرم ثلاثي بزاوية 107°
BF_3	AX_3	3	0	مثلث مستوٍ بزاوية 120°
C_2H_6	AX_4	4	0	رباعي الأوجه منتظم حول الكربون بزاوية 109.5°

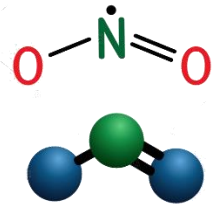
*جدول مختصر لحفظ الرمز مع شكله الفراغي والزاوية

الرمز المختصر	الشكل	الزاوية	الرمز المختصر	الشكل	الزاوية
AX_2	خطي	180°	AX_6	هرم ثماني السطوح	90°
AX_3	مثلث مستوٍ	120°	AX_2E	منحنٍ	أقل من 120°
AX_4	رباعي الأوجه منتظم	109.5°	AX_2E_2	منحنٍ	104.5°
AX_5	هرم ثنائي مثلث	120°,90°	AX_3E	هرم ثلاثي	107°

*جدول لفهم تسمية بعض الأشكال الفراغية التي لا تملك أي زوج إلكترونات غير رابطة على الذرة المركزية



تدريب خارجي: ما الشكل الفراغي لغاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2؟



$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 2 = 17\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{17}/_{2} = 8.5\ v.e.p$$
$$(b.e.p) = 2$$

الذرة المركزية: النيتروجين N، وحوله رابطتان مع O

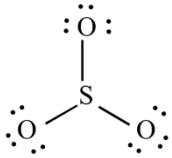
$$n(l.e.p) = 8 - 2 = 6$$

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 6 ويتبقى الإلكترون الفردي على النيتروجين

نتأكد من استقرار النيتروجين، تعطيه أي ذرة من ذرتي الأكسجين زوجًا بالمشاركة فتتحول الرابطة إلى ثنائية، ويكون التركيب تركيب رنين، يبقى النيتروجين ب7 إلكترونات فقط [أقل من قاعدة الثمانية]

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
NO_2	AX_2E	3	إلكترون فردي	منحنٍ

تدريب خارجي: تنبأ بالشكل الفراغي والزاوية بين الروابط لجزيء SO_3؟

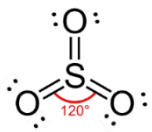


$$sum(v.e) = 6 \times 1 + 6 \times 3 = 24\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{24}/_{2} = 12\ v.e.p$$
$$(b.e.p) = 3$$

الذرة المركزية: الكبريت مع ثلاث روابط O

$$n(l.e.p) = 12 - 3 = 9$$

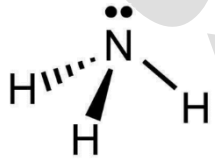
كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 9 ولا يتبقى للكبريت أي زوج، نتأكد من استقرار الكبريت فنحصل على تراكيب رنين تصل إلى 7 تراكيب بما أنَّ الكبريت ذرة قد تتعدى قاعدة الثمانية وتصل إلى 6 أزواج من الإلكترونات بحيث قد يستخدم الكبريت كل إلكتروناته الست في مستوى التكافؤ، نفحص الشحنة الجزئية لكل تركيب رنين لنصل إلى أقل شحنة جزئية على الذرات ليكون هو الأفضل والأكثر استقرارًا بشحنة جزئية=0 على كل ذرة، كما الشكل في الجدول روابط ثنائية بين كل ذرتين



المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
SO_3	AX_3	3	0	مثلث مستوٍ بزاوية 120°

سؤال تريك: ما الشكل الفراغي لأزواج إلكترونات الأمونيا NH_3؟

وجاء سؤال بصيغة أخرى ما الشكل الفراغي لجزيء الأمونيا؟



الجواب سيختلف: الشكل الفراغي للجزيء نسميه حسب الرمز المختصر ورمز الأمونيا AX_3E فهو هرم ثلاثي، بينما الشكل الفراغي لأزواج إلكتروناته سيكون حسب عدد المجموعات وهي 4، الشكل الرئيسي الذي اشتقت منه هو رباعي الأوجه المنتظم

سؤال تريك: ما الشكل الفراغي لأيون الفوسفات PO_4^{3-}؟

$$sum(v.e) = 5 \times 1 + 6 \times 4 + 3 = 32\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$

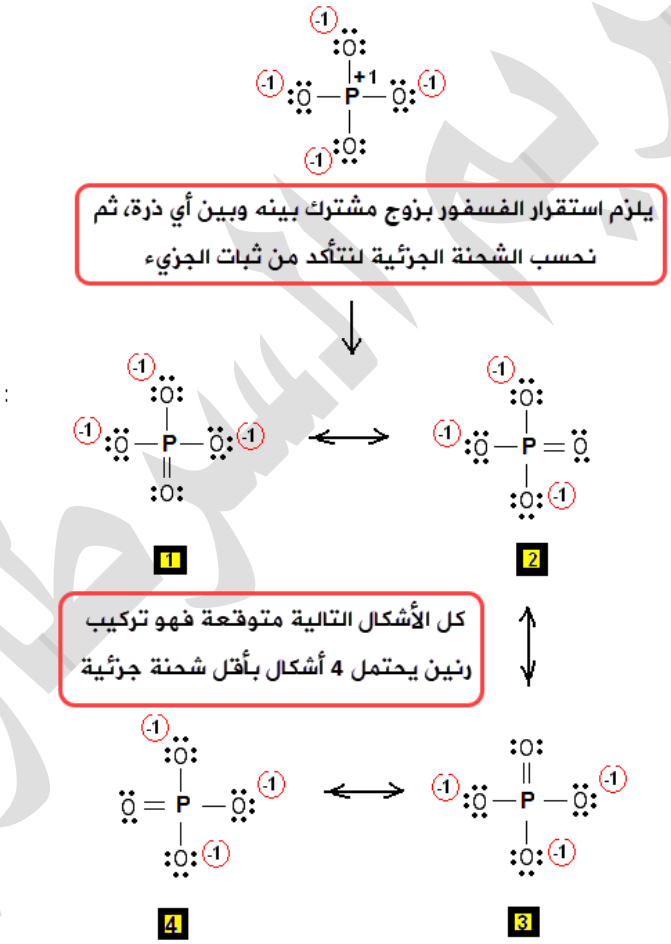
الذرة المركزية: الفسفور مع أربع روابط O $(b.e.p) = 4$

$$n(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

كل ذرة أكسجين يلزمها 3 أزواج، المجموع 12 ولا يتبقى للفسفور أي زوج

ما دام أن الأيون يحتمل 4 أشكال رنين، فإن شكله النهائي هو بأربع مجموعات إلكترونات ولا يوجد زوج غير رابط، والتريك أننا لا نهتم لشحنة الأيون ولا علاقة لها بالشكل الفراغي، فقط نهتم بعدد مجموعات الإلكترونات ووجود زوج غير رابط

شكله الفراغي: رباعي الأوجه منتظم



سؤال تريك: لم الزاوية بين روابط HCN تساوي 180° وشكله خطي بينما يكوّن روابط ثلاثية وأحادية؟

*نرسم الجزيء وننظر إلى عدد مجموعات الإلكترونات ونعطيه الرمز المختصر ولا نهتم بنوع الروابط بين الذرتين، وبعد ذلك نحدد من الرمز المختصر شكله الفراغي والزاوية

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
H	1A	1
C	4A	4
N	5A	5

$$sum(v.e) = 1 \times 1 + 4 \times 1 + 5 \times 1 = 10\ v.e$$

$$n(v.e.p) = {}^{10}/_{2} = 5\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C، [قاعدة الكربون دائمًا مركزية] حول المركزية رابطتان مع H و N $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 5 - 2 = 3$$

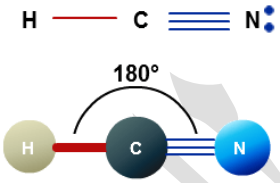
H—C—N

يأخذ النيتروجين 3 أزواج ولايتبق أي زوج للذرة المركزية C

نتأكد من استقرار الذرة المركزية بقاعدة الثمانية، حولها 2 زوج، تحتاج 2 زوج، ننقل فقط من الذرة N زوجين، لتتحول الأحادية إلى ثلاثية بين N و C، الآن أصبح C مستقرا ب4 أزواج

حول الذرة المركزية فقط مجموعتين من الإلكترونات

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
HCN	AX_2	2	0	خطي بزاوية 180°



التريك: نهتم لعدد الروابط بغض النظر عن نوعها [أحادي، ثنائي، ثلاثي] نعتبر الواحدة منها رابطة، بالإضافة للأزواج غير الرابطة، ونسميها جميعًا بعدد مجموعات الإلكترونات، فالرابطة الثلاثية هنا نعتبرها مجموعة، والأحادية مجموعة، أي أنه مهما اختلف نوع الرابطة فإننا نعتبرها مثل بعض.

وفي هذا المثال لا يوجد زوج رابط، فيكون الرمز المختصر هو AX_2

وحتى نحصل على أقل تنافر بين المجموعات، وعلى أكثر شكل مستقر للجزيء فإن الزاوية ستكون بهذا المقدار

ورقة عمل 4: نظرية تنافر أزواج إلكترونات مستوى التكافؤ

حدد الشكل الفراغي والزاوية لثاني أكسيد الكربون CO_2

حدد الشكل الفراغي حول ذرة الكربون لأيون HCO_3^{1-}؟

حدد الشكل الفراغي والزاوية حول روابط كل ذرة كربون في مركب الإيثين C_2H_4

م. مريم السرطاوي

حل مراجعة الدرس الأول

أوضح سبب اختلاف الأشكال الفراغية للجزيئات

لأن الذرات المكونة للجزيء تتخذ في الفراغ أكثر شكل تستقر به وتكون في الحد الأدنى من الطاقة، بحيث تتجاذب الذرات بقوة، ويكون التنافر بين إلكتروناتها أقل ما يمكن

***السؤال الثاني: تعريفات متوفرة في محتوى الدروس**

أرسم تركيب لويس والأشكال الفراغية لكل من المركبات الآتية:

a. ثنائي فلوريد الأكسجين OF_2

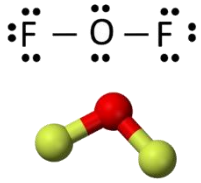
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
O	6A	6
F	7A	7

$$sum(v.e) = 6 \times 1 + 7 \times 2 = 20\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{20}/_{2} = 10\ v.e.p$$

الذرة المركزية: O وحولها رابطتان مع F $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 10 - 2 = 8$$

يأخذ الفلور 3 أزواج فيكون المجموع 6 ويبقى للأكسجين زوجين ويكون مستقرًا



المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
OF_2	AX_2E_2	4	2	منحنٍ بزاوية 104.5°

b. رباعي كلوروميثان CCl_4

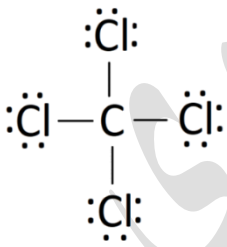
العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
C	4A	4
Cl	7A	7

$$sum(v.e) = 4 \times 1 + 7 \times 4 = 32\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{32}/_{2} = 16\ v.e.p$$

الذرة المركزية: C وحولها أربع روابط مع الكلور $(b.e.p) = 4$

$$n(l.e.p) = 16 - 4 = 12$$

يأخذ الكلور 3 أزواج فيكون المجموع 12 ولا يتبقى للكربون أي إلكترونات، ويكون مستقرًا



المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
CCl_4	AX_4	4	0	رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5°

c. أيون الهيدرونيوم H_3O^+

العنصر	المجموعة	إلكترونات التكافؤ $n(v.e)$
H	1A	1
O	6A	6

$$sum(v.e) = 1 \times 3 + 6 \times 1 - 1 = 8\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$

الذرة المركزية: O وحولها ثلاث روابط مع H $(b.e.p) = 3$

$$n(l.e.p) = 4 - 3 = 1$$

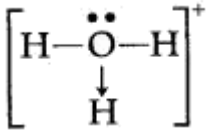
الهيدروجين لا يحتاج لأي زوج إلكترونات، يتبقى الزوج على المركزية O، وهي مستقرة بذلك

نحسب الشحنة الكلية للمركب بحساب الشحنات الجزيئة لكل ذرة

الشحنة الجزئية للأكسجين: $6 - 5 = +1$

الشحنة الجزئية لكل ذرة هيدروجين: $1 - 1 = 0$

الشحنة الكلية: $+1$

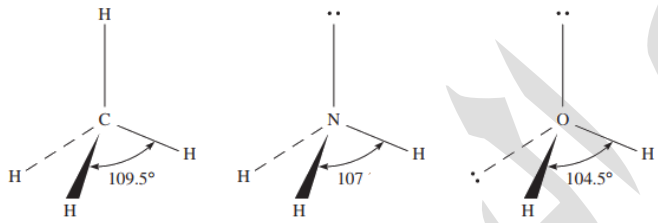


نتذكر أن في أيون الهيدرونيوم رابطة تناسقية نرسمها على شكل سهم

المركب	الرمز المختصر	مجموعات الإلكترونات	زوج الإلكترونات غير الرابطة	اسم الشكل والزاوية
H_3O^+	AX_3E	4	1	هرم ثلاثي بزاوية $107°$

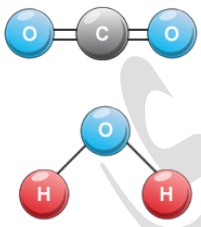
أفسر:

a. اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيئات $(CH_4 - NH_3 - H_2O)$ رغم أن الذرة المركزية في كل منها تُحاط بأربعة أزواج من الإلكترونات



لأن التنافر يكون أكبر بين أزواج الإلكترونات غير الرابطة، في الميثان لا يوجد أزواج إلكترونات غير رابطة فتكون الزاوية أكبر ما يمكن بين الروابط ليقل التنافر، بينما في الأمونيا يوجد زوج غير رابط فيتنافر مع الروابط وتقل بذلك الزاوية وتتناقص، بينما في الماء تتناقص زاوية الروابط أكثر لوجود زوجين غير رابطين يتنافران مع بعضهما أكثر من تنافر الروابط.

b. لجزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2 شكل خطي، بينما لجزيء الماء H_2O شكل منحن



لأن رمز CO_2 المختصر AX_2 يكوّن فقط رابطتان وليس عليه أي زوج غير رابط فيكون شكله الفراغي خطي، بينما الماء رمزه المختصر AX_2E_2 يكوّن أيضًا رابطتان لكن عليه زوجين غير مرتبطان يحدث تنافر كبير بينهما مما يؤثر على الروابط، فيتخذ الجزيء شكلًا فراغيًّا كالمنحني

عنصران (X – Y) العدد الذري لكل منهما (5 – 7) على الترتيب، يرتبط كل منهما مع الهيدروجين مكوِّنًا الصيغة $(XH_3 - YH_3)$ أجب عن الأسئلة الآتية:

a. اكتب تركيب لويس لكل منهما

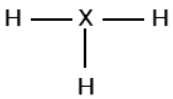
المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$n(v.e)$
XH_3	$_5X$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	3
	$_1H$	$1s^1$	1

المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$n(v.e)$
YH_3	$_7Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	5
	$_1H$	$1s^1$	1

XH_3

$$sum(v.e) = 3 + 1 \times 3 = 6\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{6}/_{2} = 3\ v.e.p$$

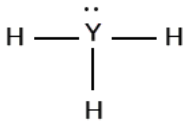
الذرة المركزية: X لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 3 روابط $(b.e.p) = 3$



$$n(l.e.p) = 3 - 3 = 0$$

لا يوجد أزواج إلكترونات لتوزيعها وتستقر المركزية بأقل من قاعدة الثمانية

YH_3



$$sum(v.e) = 5 + 1 \times 3 = 8\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$

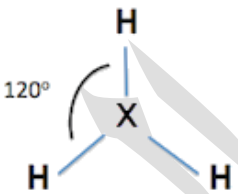
الذرة المركزية: Y لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 3 روابط $(b.e.p) = 3$

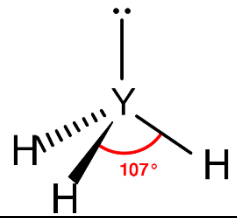
$$n(l.e.p) = 4 - 3 = 1$$

لا يحتاج الهيدروجين لأزواج إلكترونات لأنه يستقر بزوج، يتبقى الزوج للذرة المركزية Y وتستقر بذلك حسب قاعدة الثمانية

b. ارسم الشكل الفراغي لكل منهما

c. ما مقدار الزاوية بين الروابط في كل منهما؟





المركب	الرمز	الشكل الفراغي	الزاوية	المركب	الرمز	الشكل الفراغي	الزاوية
XH_3	AX_3	مثلث مستوٍ	120°	YH_3	AX_3E	هرم ثلاثي	107°

d. أي الجزيئين يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة؟

يمتلك المركب YH_3 زوج إلكترونات غير رابط

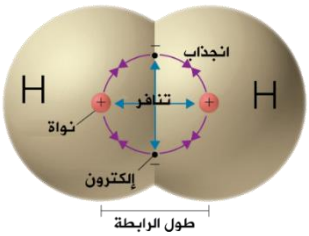
الدرس الثاني: الروابط والأفلاك المتداخلة

نظرية رابطة التكافؤ وتداخل الأفلاك
Valence Bond

تعريفات الدرس:

- **نظرية رابطة التكافؤ**: نظرية تبيِّن تداخل أفلاك تكافؤ الذرتين في المنطقة الفراغية المحيطة بكل منهما بحيث تتكوّن الرابطة بينهما
- **الكثافة الإلكترونية**: منطقة بين الذرتين المكوِّنتين للرابطة التساهمية، يتركز فيها وجود أزواج إلكترونات الرابطة

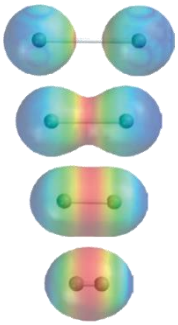
معلومات مهمة:

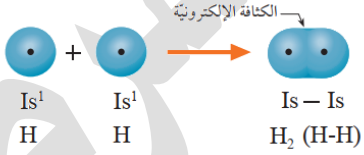


- لم تستطع نظرية VSEPR تفسير كيفية توزع الإلكترونات في الأفلاك وفق النموذج الميكانيكي الموجي للذرة، فاضطر العلماء لوضع نظريات أخرى وهي:
  [1] نظرية رابطة التكافؤ [2] نظرية الأفلاك الجزيئية
- لا تتكون الرابطة باي إلا بعد تكوّن الرابطة سيجما
- الرابطة سيجما هي تداخل رأسي [محوري] بينما الرابطة باي هي تداخل جانبي

المنطقة الفراغية المحيطة بكلا الذرتين لا تتسع لأكثر من إلكترونين، يتحرك الإلكترونان حول الذرتين يتنافران وفي نفس الوقت ينجذبان نحو نواة الذرتين، كما في الصورة العلوية لجزيء H_2

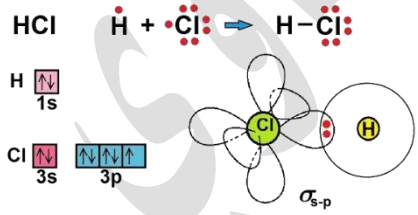
- عند تداخل الأفلاك s ذات الشكل الكروي تكون الرابطة التساهمية من نوع سيجما σ



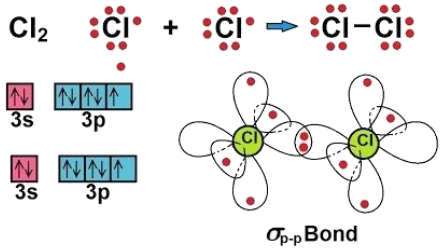


مثال توضيحي: حدد نوع الرابطة وكيفية التداخل في كل مما يأتي

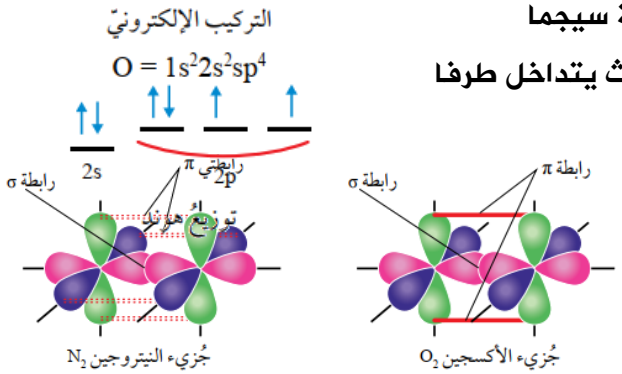
- في جزيء HCl يتداخل فلك الكلور p مع فلك الهيدروجين s لتتكون الرابطة التساهمية سيجما على طول المحور



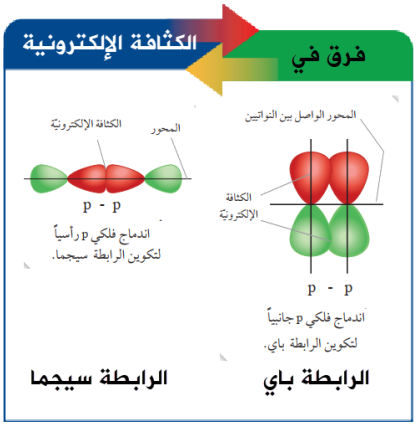
- في جزيء Cl_2 يتداخل فلكا p والرابطة من نوع سيجما لأن التداخل أيضًا بالرأس



- في جزيء O_2 يتداخل فلكا p بشكل رأسي فتتكون رابطة سيجما ويتداخل فلكان آخران من p بشكل جانبي لأنهما متوازيان، حيث يتداخل طرفا الفلكين على امتداد المحور الواصل بين الفلكين، وتتركز الكثافة الإلكترونية على امتداد المحور الواصل بين نواتي الذرتين، فتتكون رابطة من نوع سيجما، بينما في الرابطة باي تتركز الكثافة الإلكترونية على جانبي المحور الواصل بين النواتين



- في جزيء N_2 يحدث تداخل ثلاث أفلاك p، تداخل نوع سيجما [رأسي]، وتداخلان من نوع باي [جانبي]
- الرابطة الأحادية والثنائية والثلاثية فيها 1 سيجما، الثنائية فيها 1 باي، الثلاثية فيها 2 باي
- الرابطة باي أضعف من الرابطة سيجما، ولا تتكون الرابطة باي إلا إذا تكوّنت سيجما قبلها
- التداخل رأسًا لرأس [تداخل محوري] = رابطة سيجما
- التداخل جنبًا إلى جنب [تداخل جانبي] = رابطة باي وفقط من نوع p



سؤال أتحقق ص26

أحدد عدد الروابط سيجما σ وباي π في كل من جزيء النيتروجين N_2 وجزيء الإيثين: $CH_2=CH_2$

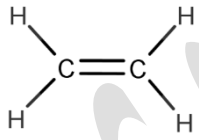
جزيء النيتروجين نرسم له تركيب لويس فيظهر من الرسم أن الرابطة تساهمية ثلاثية

سيجما = 1 باي = 2

$: N \equiv N :$

جزيء الإيثين نرسم له تركيب لويس فيظهر من الرسم تساهمية ثنائية بين ذرتي الكربون، وأحادية بين كل ذرة هيدروجين وكربون

سيجما =5 باي = 1



ورقة عمل 5: نظرية رابطة التكافؤ وتداخل الأفلاك

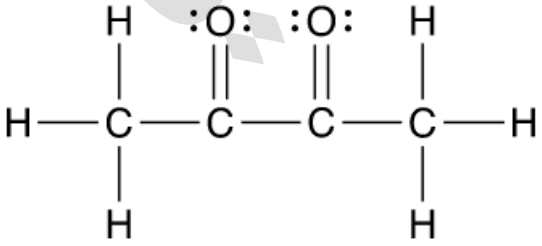
حدد عدد روابط سيجما وباي في جزيء CO_2

أجب عما يأتي:

[1] اكتب التوزيع الإلكتروني داخل أفلاك مستوى التكافؤ حسب قاعدة هوند لكل من: الكلور [عدده الذري 17] وللبورون [عدده الذري 5]

[2] حدد أفلاك مستوى التكافؤ التي تتداخل في كل من الجزيئات الآتية: F_2 , HF

كم عدد روابط سيجما وباي في المركب المجاور؟



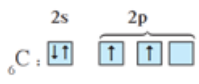
نظرية التهجين والأفلاك المهجّنة
Hybridization

تعريفات الدرس:

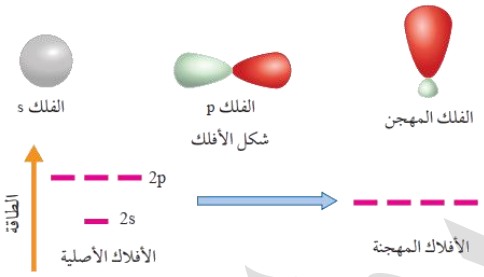
- **التهجين**: اندماج أفلاك مستوى التكافؤ في الذرة نفسها لينتج منه أفلاك جديدة تختلف عن الأفلاك الذرية في الشكل والطاقة
- **الأفلاك المهجنة**: أفلاك جديدة تنتج من اندماج أفلاك الذرة نفسها تختلف عنها في الشكل والطاقة وتشارك في تكوين الروابط

معلومات مهمة:

- لم تستطع نظرية رابطة التكافؤ ولا تنافر إلكترونات مستوى التكافؤ تفسير:
  1- عدد الروابط المتكوّنة في كثير من المركبات
  2- مقدار الزاوية الصحيح بين تلك الروابط
- تبعًا لنظرية رابطة التكافؤ أنه يلزم وجود إلكترون منفرد في الفلك ليتداخل مع فلك فيه إلكترون منفرد، وعند تطبيق ذلك كمثال على ذرة الكربون في جزيء CH_4 فإن الكربون في هذه الحالة لن يكوّن إلا رابطتين عبر فلكي p، بينما في التجارب العملية تبيّن أنّه يكوّن أربعة روابط، فكيف يحدث ذلك؟



- اضطر العلماء لوضع نظرية جديدة تفسِّر الترابط بين الذرات في الجزيء، وهي نظرية الأفلاك المهجنة، وكأننا نجمع بين شيئين لينتج شيء جديد، فنجمع بين الأفلاك المتقاربة في الطاقة مثل 2s مع 2p أو 3s مع 3p فينتج أفلاك مهجنة جديدة نتيجة استثارة إلكترون بطاقة ما وانتقاله عبر الأفلاك



- تهجين الأفلاك يقلل من تنافر إلكترونات الجزيء عند حدوث عملية الترابط بين الذرات
- يشتق اسم الأفلاك المهجنة من أسماء وعدد الأفلاك الداخلة في عملية التهجين فمثلا الأفلاك المهجنة sp^3 تتكون من ثلاث أفلاك نوع p وفلك نوع s
- الفلك المهجّن يتكون من فصين أحدهما كبير نسبيًّا تتركز فيه السحابة الإلكترونية، والآخر صغير وغالبًا يُهمل أثناء الرسم
- الأفلاك المهجنة لها شكل وطاقة متماثلة تمامًا وتختلف عن الأفلاك قبل التهجين، وتكوّن سيجما فقط بينما الأفلاك غير المهجنة هي التي تكوّن روابط باي
- سندرس ثلاث أنواع من التهجين على ذرة مركزية: sp^3 / sp^2 / sp
- يعتمد نوع التهجين على: 1- عدد أزواج الإلكترونات الحرة 2- عدد الأفلاك المهجنة المشاركة في روابط سيجما
- لذا لتحديد نوع التهجين حول ذرة ما نحسب: عدد مجموعات الإلكترونات حول تلك الذرة وهو نفسه = عدد روابط سيجما حولها + عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة

تهجين sp^3

مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط

بالنظر إلى جزيء الميثان CH_4، فإن التهجين يحدث كالتالي:

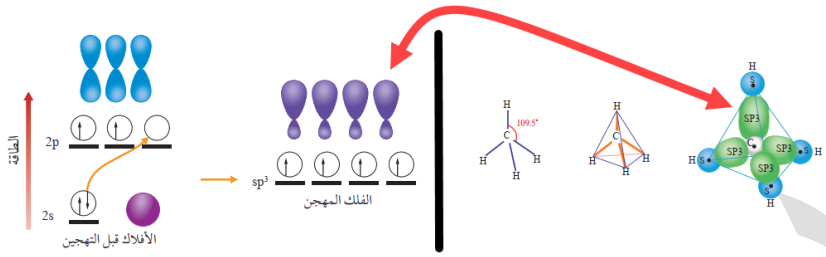
1- في مستوى التكافؤ للكربون $2s^2 2p^2$، ينتقل الإلكترون من s إلى p الفارغ

2- تندمج الأفلاك من فلك واحد s وثلاث p، مجموعها: sp^3 وهي متماثلة الشكل والطاقة

3- يحدث تداخل بين أفلاك s للهيدروجين وأفلاك sp^3 الخاصة بالكربون لتتكون روابط أحادية نوع سيجما

4- الشكل الفراغي: رباعي الأوجه منتظم بزاوية $109.5°$ وهي الزاوية للأفلاك المهجنة sp^3 وهذا المشاهد بالتجارب

5- فاعتمدنا نوع التهجين للذرة المركزية sp^3 بسبب عدد روابط سيجما التي يحتاج الكربون لتكوينها



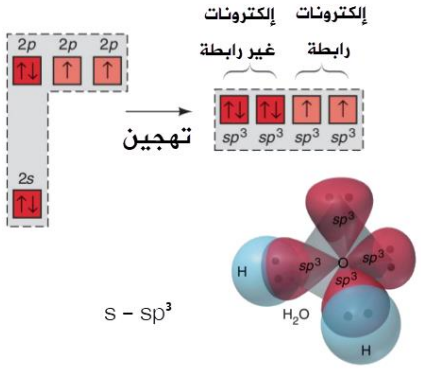
مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير الزاوية للشكل الفراغي

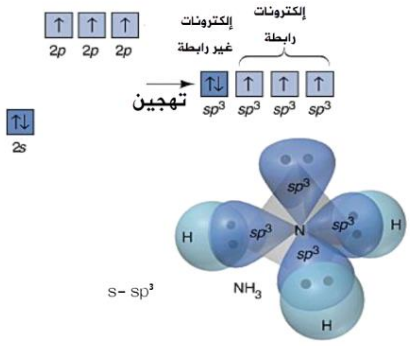
جزيء الماء H_2O ← الأكسجين: مستواه التكافؤ $2s^2 2p^4$

جزيء الأمونيا NH_3 ← النيتروجين: مستواه التكافؤ $2s^2 2p^3$

يحوي كل منهما على إلكترونات منفردة في أفلاك P بإمكانها تكوين روابط مع الهيدروجين، لكن إذا حدث ذلك فإن الزاوية النظرية بين الروابط لـ H–O–H و لـ H–N–H سيكون مقدارها 90 بسبب تعامد أفلاك p وهذا لا يوافق التجارب

التجربة أثبتت أن الزوايا للماء هي 104.5 وللأمونيا 107 وهي أقرب إلى زاوية شكل رباعي الأوجه المنتظم 109 لذا تم اعتماد نوع تهجين sp^3 لهما

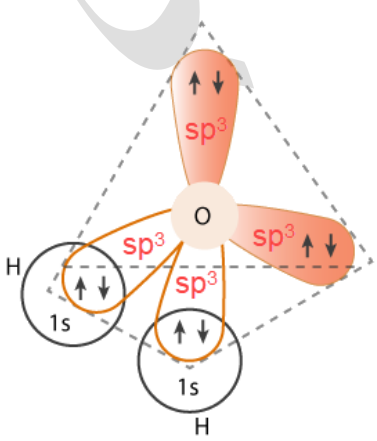


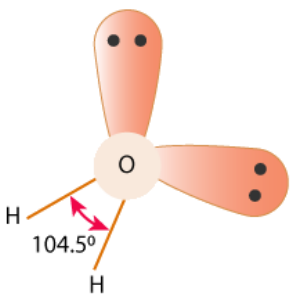


ما أنواع الأفلاك المكوِّنة للرابطة H–O؟

الرابطة هي $s–sp^3$

*زوج الإلكترونات غير الرابطة يوجد أيضًا في الأفلاك المهجنة sp^3

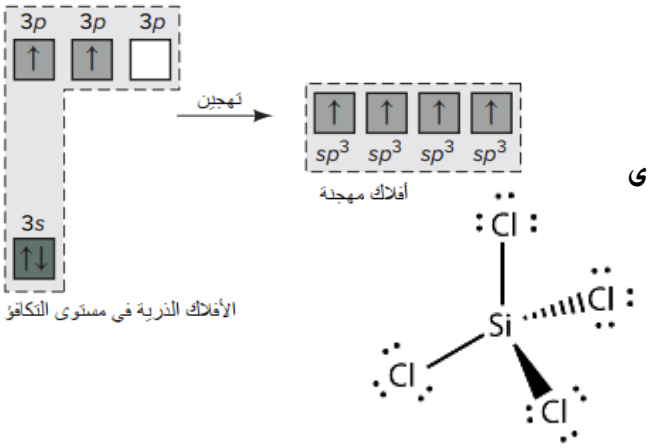




سؤال أفكر ص28

ما الأفلاك التي تستخدمها ذرة السيليكون في تكوين الروابط مع ذرة الكلور في الجزيء $SiCl_4$؟

المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني
$SiCl_4$	$_{14}Si$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$
	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$



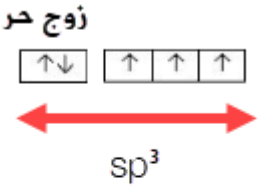
يحدث تهجين للذرة المركزية بحيث تندمج أفلاك مستوى التكافؤ ويكون نوع التهجين sp^3

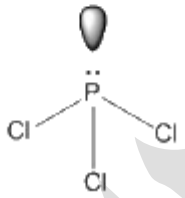
للتأكد نرسم تركيب لويس، حول الذرة المركزية أربع مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp^3

سؤال أفكر ص29

ما التهجين المتوقع لذرة الفسفور P في الجزيء PCl_3؟

المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني
PCl_3	$_{15}P$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
	$_{17}Cl$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$





يحدث تهجين للذرة المركزية P بحيث تندمج أفلاك مستوى التكافؤ ويكون نوع التهجين sp^3، نعرف ذلك من خلال الرسم، عدد المجموعات حول P = 4، لذا التهجين sp^3، ثلاث منها تكون روابط ويبقى زوجا غير رابط

سؤال أتحقق ص29

ما نوع التهجين في الذرات المركزية لكل من الجزيئات (NF_3 , OF_2 , CH_3CH_3)

CH_3CH_3 [1]

التهجين يكون في الذرة المركزية، لدينا ذرتين مركزيتين C

كل ذرة حولها 4 مجموعات من الإلكترونات، رابطة C–C و3 روابط C–H، إذًا نوع التهجين sp^3

OF_2 [2]

التهجين يكون في الذرة المركزية O، حولها رابطتان مع F وزوجين من الإلكترونات غير الرابطة، أي مجموع الإلكترونات = 4، إذًا نوع التهجين sp^3

NF_3 [3]

التهجين يكون في الذرة المركزية N، حولها ثلاث روابط مع F وزوج غير رابط، المجموع=4، التهجين هو sp^3

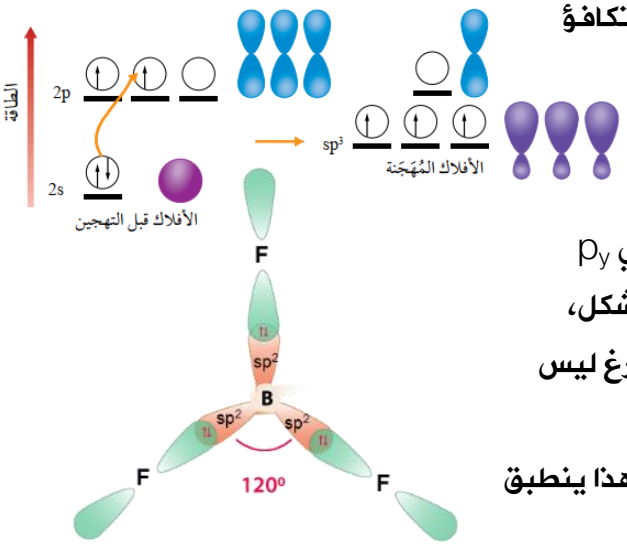
- ليتأكد الطالب من ذلك، عليه رسم تركيب لويس وتحديد الرمز المختصر وعد مجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية

تهجين sp^2

مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط

بالنظر إلى جزيء BF_3، فإن للذرة المركزية البورون 3 إلكترونات تكافؤ تتوزع بهذا الشكل $2s^2\ 2p^1$، حسب نظرية رابطة التكافؤ فإن البورون سيكوّن رابطة واحدة لوجود إلكترون واحد منفرد في أفلاك p لكنّه في الواقع يكوّن ثلاثة روابط، معنى ذلك أن أفلاكه تخضع للتهجين، ينتقل إلكترون واحد من 2s ليصبح في p_y وتصبح الأفلاك الثلاثة $s+p_x+p_y$ مهجنة لها نفس الطاقة والشكل، ويبقى الفلك الأخير على حاله من دون تهجين p_z وهو أصلًا فارغ ليس فيه إلكترونات ..... $s+p_x+p_y= sp^2$

نرسم الجزيء BF_3، نحسب مجموعات الإلكترونات وهي = 3 ، وهذا ينطبق على نوع التهجين sp^2 والشكل مثلث مستو

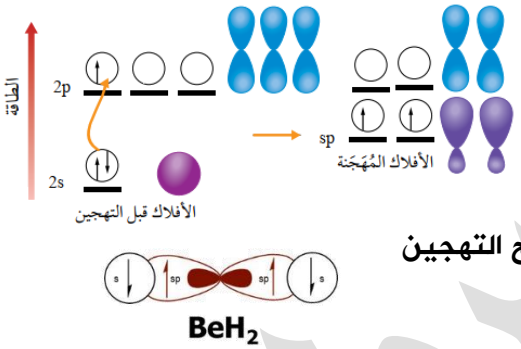


تهجين sp

مثال توضيحي: التهجين بسبب فشل نظرية رابطة التكافؤ في تفسير عدد الروابط

بالنظر إلى جزيء BeH_2، فإن الذرة المركزية "البريليوم" توزيعها: $1s^2$ $2s^2$ مستواه التكافؤ 2s أي لا يوجد أي إلكترون منفرد، فلا بد من التهجين لتنشأ الروابط، ينتقل إلكترون من s إلى فلك p_x الفارغ ويصبح التهجين من نوع sp،

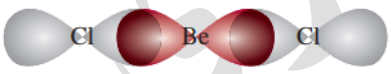
وشكل الجزيء خطي بمجموع إلكترونات=2



سؤال أتحقق ص30

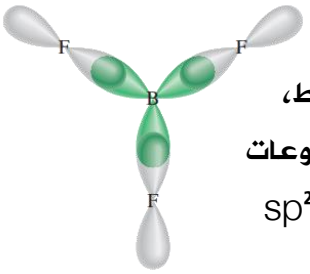
ما نوع الأفلاك المهجنة التي تستخدمها الذرات المركزية في كل من الجزيئات ($BeCl_2$, BF_3)

$BeCl_2$ [1]



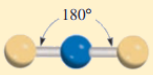
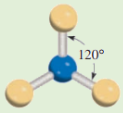
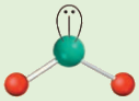
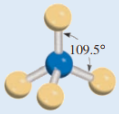
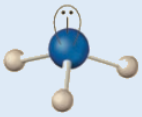
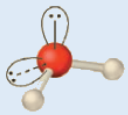
مستوى التكافؤ للبريليوم $2s^2$ لإنشاء رابطتين لا بد من التهجين بسبب عدم وجود أي إلكترون منفرد، عند رسم البريليوم يتضح أن حوله 2 من مجموعات الإلكترونات، أو اثنان من روابط سيجما ولا يوجد أزواج حرة من الإلكترونات، نوع التهجين sp والأفلاك هي 2s و $2p_x$

BF_3 [2]



مستوى التكافؤ للبورون هو $2s^2 2p^1$ ، من الرسم يتبين أن البورون يكون ثلاثة روابط، بينما لديه إلكترون منفرد واحد في أفلاك p لا بد من التهجين، حول البورون 3 مجموعات إلكترونات، أو ثلاث روابط سيجما ولا يوجد أي زوج حر من الإلكترونات، نوع التهجين sp^2 والأفلاك المهجنة هي 2s و $2p_x$ و $2p_y$

*سنعتمد تسهيلًا على الطالب هذا الجدول وطريقة عدد مجموعات الإلكترونات، لنقرر نوع التهجين

مجموعات الإلكترونات	الرمز المختصر	زوج حر	نوع التهجين للمركزية	الشكل الفراغي	الزاوية	مثال
2	AX_2	0	sp	خطي 	180°	BeF_2 $BeCl_2$ CO_2 HCN
3	AX_3	0	sp^2	مثلث مستوٍ 	120°	BF_3 BCl_3
	AX_2E	1	sp^2	مُنحنٍ 	أقل من 120°	SO_2
4	AX_4	0	sp^3	رباعي الأوجه منتظم 	109.5°	$SiCl_4$ CH_4
	AX_3E	1	sp^3	هرم ثلاثي 	107°	PH_3 NH_3
	AX_2E_2	2	sp^3	مُنحنٍ 	104.5°	H_2O

تدريب خارجي: وضح نوع التهجين في الذرة المركزية للمركبات الآتية ثم حدِّد اسم الشكل الفراغي ومقدار الزاوية والأفلاك المتداخلة بين الذرات

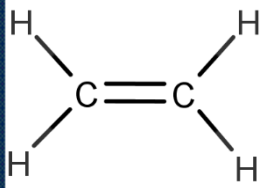
[1] الإيثين C_2H_4

[2] الإيثاين C_2H_6

[3] CH_2Cl_2

* لإيجاد التهجين بشكل سريع نطبق رسم تركيب لويس للجزيء ثم نعد مجموعات الإلكترونات حول الذرة المركزية

[1] الإيثين C_2H_4

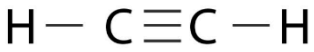


ذرتين مركزيتين [الكربون]: حول كل ذرة 3 مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp^2

الشكل الفراغي: مثلث مستو بزاوية 120° حول كل ذرة كربون

الأفلاك بين C-C sp^2-sp^2 الأفلاك بين C-H هي sp^2-s

[2] الإيثان C_2H_2

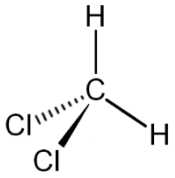


ذرتين مركزيتين [الكربون]: حول كل ذرة 2 مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp

الشكل الفراغي: خطي بزاوية 180° حول كل ذرة كربون

الأفلاك بين C-C sp-sp الأفلاك بين C-H هي sp-s

[3] CH_2Cl_2



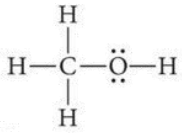
الذرة المركزية [الكربون]: حولها 4 مجموعات إلكترونات، نوع التهجين: sp^3

الشكل الفراغي: رباعي الأوجه منتظم بزاوية 109.5°

الأفلاك بين C-Cl sp^3-p الأفلاك بين C-H هي sp^3-s

سؤال تريك: ما نوع الأفلاك المهجنة [أو المتداخلة] بين الكربون والأكسجين في جزيء الميثانول CH_3OH ، وما الشكل الفراغي حول كل منهما؟

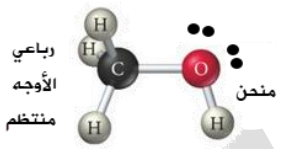
*نحدد الذرة المركزية وستكون ذرتا الكربون والأكسجين، نبدأ بالكربون لأنه أقل كهروسلبية، يتحد الكربون بثلاث ذرات من جهة وبالأكسجين من جهة، ثم يتحد الأكسجين بذرة هيدروجين من طرف،



ويتبقى للأكسجين زوجان من الإلكترونات غير الرابطة [أزواج حرة]

– حول الكربون: 4 مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp^3

وشكله: رباعي الأوجه منتظم



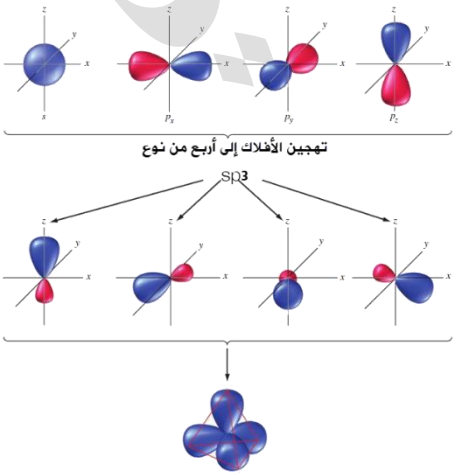
– حول الأكسجين: 4 مجموعات من الإلكترونات، نوع التهجين: sp^3

وشكله الفراغي منحن

– نوع الأفلاك المتداخلة بين الكربون والأكسجين من نوع: $sp^3 - sp^3$

التريك: التهجين داخل الجزيء قد يحصل لأكثر من ذرة مركزية ولو تشابه التهجين فإن الشكل الفراغي قد يختلف

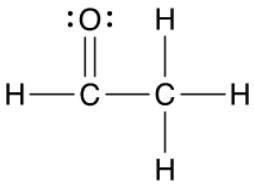
تذكر أنها مجرد نظريات لتوافق ما يخرج من نتائج واقعية في التجارب، والمطلوب من الطالب هو التهجين على الذرة المركزية، أما الذرات الطرفية المتصلة بالذرة المركزية فإنا نترك أفلاكها الذرية كما هي



شكل يوضح شكل الأفلاك قبل وبعد التهجين للذرة المركزية

ورقة عمل 6: نظرية التهجين والأفلاك المهجّنة

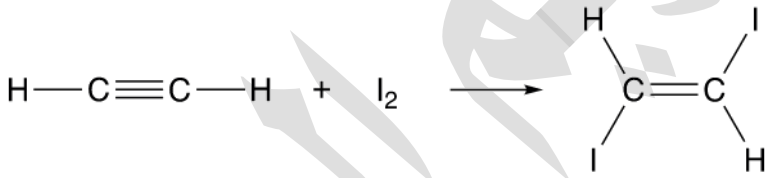
طبقًا للشكل المقابل، رابطة سيجما بين ذرتي الكربون تكوّنت نتيجة تداخل



[1] فلك sp وفلك sp^3 [3] فلكا sp

[2] فلك sp^2 وفلك sp^3 [4] فلكا sp^2

عندما يحدث التفاعل كما في المعادلة السابقة، فإن التهجين لذرتي الكربون يتغير:

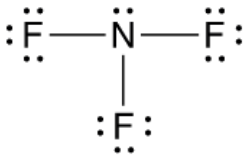


[1] من sp إلى sp^2 [3] من sp^2 إلى sp^3

[2] من sp إلى sp^3 [4] من sp^3 إلى sp^2

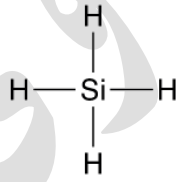
في أي من المركبات الآتية يكون تهجين الذرة المركزية من نوع sp^2؟

[1]

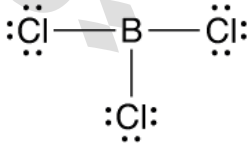


[2]

[3]



[4]



قطبية الجزيئات Polarity

تعريفات الدرس:

- **الرابطة القطبية**: نوع من الرابطة التساهمية تتوزع خلالها إلكترونات الرابطة بشكل غير متساوٍ بين الذرتين المرتبطتين ببعضهما

الرابطة التساهمية النقية: رابطة غير قطبية حيث تتوزع الإلكترونات بالتساوي تمامًا

- **عزم ثنائي القطب [العزم القطبي] μ**: مقياس كمي لمدى توزع الشحنات في الجزيء، ويعتمد على المسافة الفاصلة بين الشحنات على طرفي الجزيء، ويقاس بوحدة الديباي ((Debye (D)
- **ديباي D**: وحدة قياس العزم القطبي

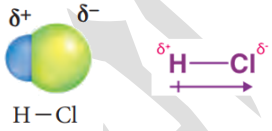
معلومات مهمة:

- الرابطة التساهمية إما قطبية أو غير قطبية
- نحدد قطبية الرابطة بحساب الفرق في السالبية الكهربائية من خلال جداول البيانات ونتذكر أن أعلى العناصر هي FON

H 2.1						
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.6	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9		

- نرسم أسهم [متجهات قطبية الروابط] من الذرة الأقل كهروسلبية إلى الأعلى

Cl = 3.16	الكهروسلبية
H = 2.20	الكهروسلبية
= 0.96	الفرق

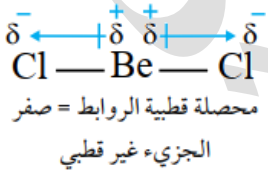


- نستخدم الحرف الإغريقي دلتا δ+ δ− للتعبير عن الشحنة الجزئية السالبة والموجبة على أقطاب الرابطة التساهمية

- تزداد قطبية الرابطة بزيادة فرق السالبية الكهربائية [والكثافة الإلكترونية تتركز ناحية الشحنة الجزئية السالبة]

نوع الرابطة	توزيع إلكترونات الرابطة	ΔEN	مثال
تساهمية نقية	متساوٍ تمامًا	$\Delta EN = 0$	H–H
تساهمية غير قطبية	غير متساوٍ إلى حد ما	$\Delta EN < 0.4$	C–H
تساهمية قطبية	غير متساوٍ بشكل ملحوظ	$2 > \Delta EN > 0.4$	F–H

- لنحدد قطبية الجزيء، نعتبر تلك الأسهم على الروابط كميات متجهة [لها مقدار واتجاه] ومحصلتها هي العزم القطبي، المحصلة = 0 فالجزيء غير قطبي



- الجزيء ثنائي الذرة متشابه: هو جزيء نقي ← غير قطبي، مثال: H_2 , O_2
- الجزيء ثنائي الذرة غير متشابه ← قطبي، مثال: HCl
- يعتمد وجود عزم قطبي للجزيئات متعددة الذرات ← [فيها ذرة مركزية] على:

[1] الشكل الفراغي والذرات الطرفية [2] قطبية الروابط ولا يلزم من قطبية الرابطة أن يصبح الجزيء قطبيًّا

مثال توضيحي: تأثير الشكل الفراغي على القطبية

بالنظر إلى الشكل الفراغي لجزي CO_2 فإن شكله الصحيح: خطي، الأكسجين أعلى كهروسلبية من الكربون [نتذكر FON] فنرسم متجهات قطبية الروابط متجهة ناحية الأكسجين، الأسهم تلغي بعضها بسبب الشكل المتماثل ولأن الذرات الطرفية متشابهة، لو افترضنا أن شكل الجزيء منحنٍ فإن محصلة قطبية الروابط ستكون للأسفل ولها قيمة وهذا هو العزم القطبي للجزيء

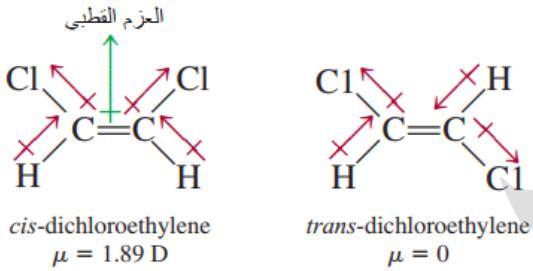
الخلاصة: C–O رابطة قطبية، لكن الجزيء CO_2 غير قطبي لأن العزم القطبي = 0 بسبب شكله الخطي

- العزم القطبي قد يختلف ولو تشابهت الصيغة الجزيئية للمركب بسبب اختلاف ترتيب الذرات في الشكل الفراغي، فيكون لكل جزيء اسم مختلف [يتم دراسة ذلك في الكيمياء العضوية] وبالتالي سيختلف العزم القطبي

مثال توضيحي: تشابه الصيغة واختلاف القطبية

بالنظر إلى شكلين لجزي $C_2H_2Cl_2$

شكل فراغي غير قطبي لأن العزم القطبي يساوي صفر بينما شكل آخر قطبي بسبب وجود عزم قطبي للجزيء

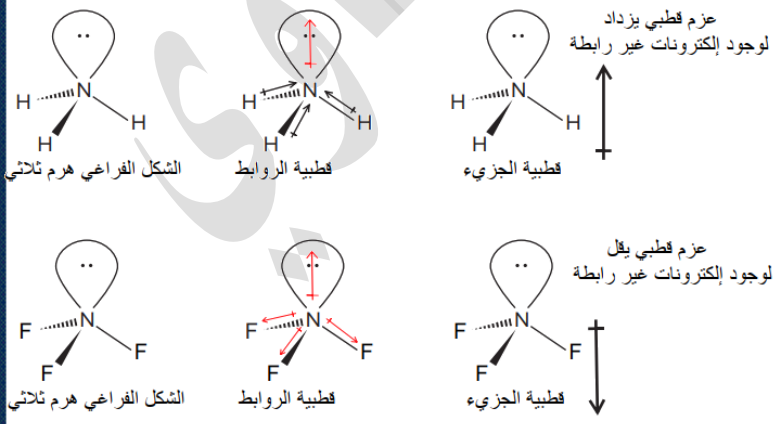


السبب: اختلاف توزيع الذرات في الشكل الفراغي

- أزواج الإلكترونات غير الرابطة على الجزيء يتولد لها عزم قطبي صغير نسبيًّا يتجه بعيدًا عن النواة [أي نرسم من عندها سهم يتجه إلى الخارج بعيدًا عن النواة] قد يزيد ذلك السهم أو يقلل عزم الجزيء القطبي وذلك حسب اتجاهات قطبية الروابط الأخرى في الجزيء

مثال توضيحي: تأثير الزوج الحر على محصلة العزم القطبي لروابط الجزيء

بالنظر إلى جزيء الأمونيا وشكله هرم ثلاثي لأن رمزه المختصر AX_3E تتجه أسهم قطبية الروابط باتجاه النيتروجين وهناك محصلة لها، والعزم القطبي يزداد بسبب وجود إلكترونات غير رابطة لها عزم قطبي صغير بنفس اتجاه محصلة قطبية الروابط فيزداد العزم القطبي للجزيء، بينما في جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين وله نفس الرمز AX_3E ونفس الشكل الفراغي، إلا أن العزم القطبي يقل لأن محصلة قطبية الروابط اختلف اتجاهها عن العزم القطبي الناشيء من الإلكترونات الحرة فيحدث الفرق بينهما ويقل العزم

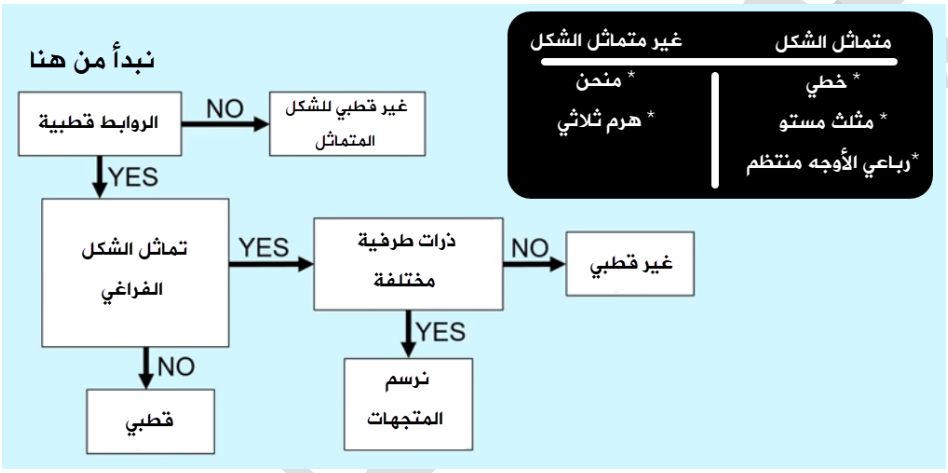


وهذا جواب أفسر ص33: العزم القطبي لجزيء NH_3 (1.46D) أكبر من العزم القطبي لجزيء NF_3 (0.24D)

*جدول في الكتاب ص32 بشكل أدق يبين العلاقة بين الشكل الفراغي للجزيء والذرات الطرفية وقطبيته، الذرة المركزية (A)، الذرة المرتبطة الأولى X ، الذرة المرتبطة الثانية Y

الصيغة العامة للجزيء	الشكل الفراغيّ	قطبيّة الجزيء	شرط التحقّق
AX_2	خَطّي	غيرُ قطبيّ	متماثل الشكل والطرفيات
AXY	خَطّي	قطبيّ	متماثل الشكل مختلف الطرفيات
AX_2	مُنحَنٍ	قطبيّ	غير متماثل الشكل
AX_3	مثلّثٌ مستو	غيرُ قطبيّ	متماثل الشكل والطرفيات
AX_2Y	مثلّثٌ مستو	قطبيّ	متماثل الشكل مختلف الطرفيات
AX_3	هَرَمٌ ثلاثيّ	قطبيّ	غير متماثل الشكل
AX_4	رباعيُّ الأوجه	غيرُ قطبيّ	متماثل الشكل والطرفيات
AX_3Y	رباعيُّ الأوجه	قطبيّ	متماثل الشكل مختلف الطرفيات

*هذا الجدول بشكل عام لا يهمنا حفظه أبدًا، إنما أوردته لوجوده في الكتاب، على الطالب فهم شرط التحقق والتدرب على الأمثلة ويلتزم هذه الخريطة البسيطة ☜



*مثال على روابط غير قطبية لكن الجزيء قطبي ☜ الأوزون [ارسمه لتحدد شكله الفراغي O_3]

تدريب خارجي: إذا علمت أن ثاني أكسيد الكربون CO2 وثاني أكسيد الكبريت SO2 يتشابهان في الصيغة الكيميائية، لكنهما يختلفان في الخصائص القطبية، فالأول جزيء غير قطبي بخلاف الثاني، وضح ذلك

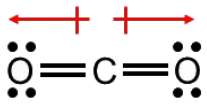
نرسم المركبات ونطبق الخطوات:

1- الروابط قطبية أم لا؟

2- الشكل متماثل أم لا؟

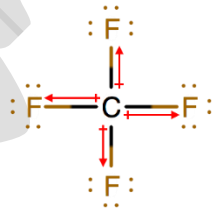
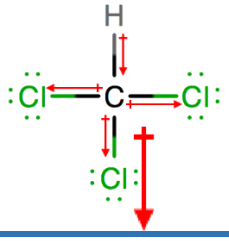
3- الذرات الطرفية متشابهة أم لا؟

4- رسم المتجهات في حال اختلاف الذرات الطرفية [وقد تم رسم المتجهات لتوضيح اتجاه العزم القطبي]

الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	السبب
CO_2		خطي	غير قطبي	تماثل الشكل والطرفيات متشابهة
SO_2		منحن	قطبي	الشكل غير متماثل [انتهى]

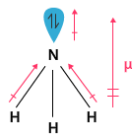
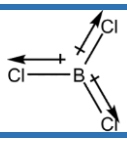
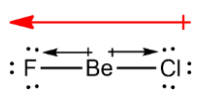
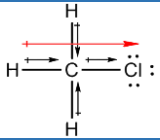
في المركب الأول المتجهات ألغت بعضها بسبب الشكل والذرات المتماثلة، في المركب الثاني، الشكل غير متماثل فلا تلغي المتجهات بعضها بالإضافة لوجود عزم قطبي صغير من الإلكترونات الحرة

تدريب خارجي: CF_4 و CH_3Cl لهما نفس الشكل الفراغي وهو متماثل، بيّن اتجاه العزم القطبي لهما مع توضيح الفرق بينهما

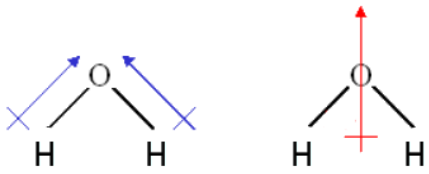
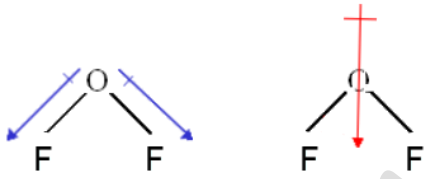
الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	الفرق
CF_4		رباعي الأوجه منتظم	غير قطبي العزم القطبي=0	تماثل الذرات الطرفية والشكل ألغى قطبية الروابط
$CHCl_3$		رباعي الأوجه منتظم	قطبي والعزم القطبي يتجه إلى الأسفل	عدم تماثل الذرات الطرفية مع رسم المتجهات يتبين وجود محصلة لها قيمة واتجاه

سؤال أتحقق 32

أتحقق أي الجزيئات الآتية له عزم قطبي: $CH_3Cl - BCl_3 - BeFCl - NH_3$

الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	السبب
NH_3		هرم ثلاثي	قطبي	غير متماثل الشكل
BCl_3		مثلث مستو	غير قطبي	الشكل متماثل والطرفيات أيضًا
$BeFCl$		خطي	قطبي	عدم تماثل الطرفيات والفلور أعلى كهروسلبية
CH_3Cl		رباعي الأوجه منتظم	قطبي	عدم تماثل الطرفيات

سؤال تريك: H_2O و F_2O لهما نفس الشكل الفراغي، بيّن اتجاه العزم القطبي لهما

الجزيء	الشكل الفراغي واتجاه العزم القطبي	اسم الشكل	القطبية
H_2O		منحن	قطبي
F_2O		منحن	قطبي

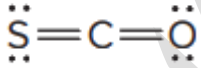
*ولو تشابه الشكل الفراغي، فإن اتجاه العزم القطبي قد يختلف والسبب هو اتجاه قطبية الروابط

سؤال أتحقق ص33

العزم القطبي لجزي الماء H_2O أكبر من العزم القطبي للجزي OF_2

كما يتضح من حل سؤال التريك السابق فإن محصلة قطبية الروابط تتعاكس مع العزم القطبي لأزواج الإلكترونات الحرة على ذرة الأكسجين في جزيء OF_2 وبالتالي ستقل محصلة تلك المتجهات ويكون العزم القطبي أقل منه عن الماء، حيث في الماء تكون محصلة قطبية الروابط في نفس اتجاه العزم القطبي للإلكترونات الحرة

سؤال تريك: بيّن إن كان مركب كبريتيد الكربونيل COS يمتلك خصائص قطبية،

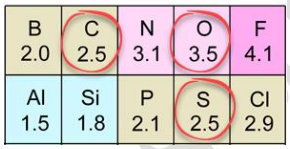


فإن كان قطبيًّا حدد قطبية الروابط ومحصلة العزم القطبي

1- نرسم المركب، الذرة المركزية الكربون لأنها المسيطرة

2- الشكل خطي وهو متماثل، الطرفيات مختلفة فهو جزيء قطبي

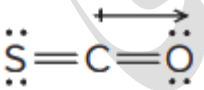
3- نحدد من قيم الكهروسلبية المتجهات



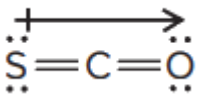
B 2.0	C 2.5	N 3.1	O 3.5	F 4.1
Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 2.9

4- الرابطة S=C غير قطبية لأن الفرق =0 فلا نرسم متجهًا فوقها

5- الرابطة C=O قطبية لوجود فرق في الكهروسلبية، واتجاه قطبية الرابطة ناحية الأكسجين

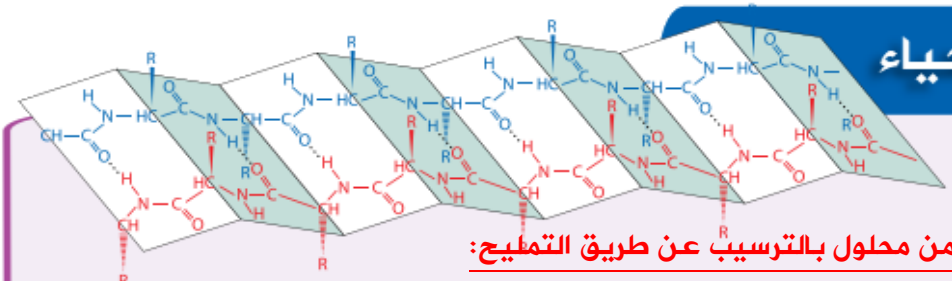


6- اتجاه العزم القطبي



تريك: المركبات الهيدروكربونية التي فيها (C–H) فقط ← غير قطبية من النظرة الأولى وبدون رسم

الربط مع الأحياء



عملية عزل البروتينات وتنقيتها من محلول بالترسيب عن طريق التمليح:

عملية التمليح من أشهر عمليات تنقية وفصل البروتين من المحلول، البروتين يتكون من مجموعات قطبية وأيونية مثل: ($CO - OH - NH - NH_2 - COOH$) ولأنها قطبية فإنها تنجذب في المحلول إلى جزيئات الماء القطبية فيتكون محلول غروي

عند فصل البروتين من هذا المحلول، نضيف ملح والأشهر هو كبريتات الأمونيوم $(NH4)2SO4$ فتتفكك أيونات الملح في الماء لتتحدى البروتين وتجعله يتحرر من انجذابه لجزيئات الماء لترتبط هي بدلًا عنه، ومع انفصال البروتين تنجذب مجموعاته القطبية بروابط هيدروجينية ويترسب بسبب ازدياد كتلته المولية

شغل مخك

ما الترتيب الصحيح لازدياد العزم القطبي لهذه الجزيئات؟

NF_3 BF_3 NH_3

تلميحة: نطبق الخريطة

الجديد والقديم بالنسبة للمصطلحات:

للروابط ← قطبية الروابط [كولنز] = عزوم ثنائيات قطب [قديم]

للجزيء ← العزم القطبي [كولنز] = عزم ثنائي القطب [قديم]

لفتة: من فقرة الربط مع الأحياء، قاعدة [الشبيه يذيب الشبيه]:

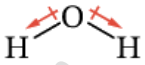
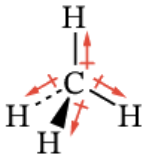
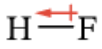
المركبات القطبية [الأمونيا] تذوب في السوائل القطبية [ماء]، والعكس صحيح، فالمركبات غير القطبية [الزيت] لا تذوب في القطبية [الماء] بل تذوب في السوائل غير القطبية [بنزين]

ورقة عمل 7: قطبية الجزيئات

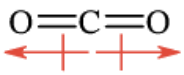
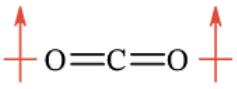
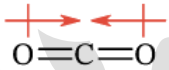
أي جزي من الجزيئات الآتية عزمه القطبي يساوي صفرًا؟

[1] H_2O
[2] SO_2
[3] CO_2
[4] NH_3

أي منها الصحيح في رسم قطبية الروابط؟

[1] 
[2]
[3] 
[4] 

اختر الشكل الصحيح في رسم المتجهات في جزيء CO_2

[1]
[2] 
[3] 
[4] 

مثّل قطبية الروابط الآتية بسهم وشحنات جزئية

[1] $C = O$
[2] $N - H$
[3] $Cl - F$
[4] $Be - Cl$

حل مراجعة الدرس الثاني

أوضح مبررات نظرية التهجين

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

2- اختلاف مقدار الزاوية بين الروابط في الجزيء عمّا هو متوقع من الزاوية بين أفلاك الذرة المركزية المشتركة في تكوين الروابط

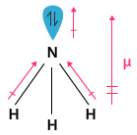
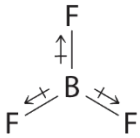
أبرر: استخدام ذرة الأكسجين في جزيء الماء أفلاكًا مهجنة من النوع sp^3

يمتلك الأكسجين في مستواه التكافؤ $2s^2 2p^4$

يحوي على اثنين من الإلكترونات المنفردة في أفلاك p بإمكانها تكوين رابطتين مع الهيدروجين، لكن إذا حدث ذلك فإن الزاوية النظرية بين الروابط لـ H–O–H سيكون مقدارها 90 بسبب تعامد أفلاك p وهذا لا يوافق التجارب فالتجربة أثبتت أن الزوايا للماء هي 104.5 وهي أقرب إلى زاوية شكل رباعي الأوجه المنتظم 109 لذا تم اعتماد نوع تهجين sp^3 لذرة الأكسجين في جزيء الماء

أفسر: الجزيء NH_3 قطبي بينما الجزيء BF_3 غير قطبي

نرسم لنطبق الخريطة

الجزيء	الشكل الفراغي	اسم الشكل	القطبية	السبب
NH_3		هرم ثلاثي	قطبي	غير متماثل الشكل
BF_3		مثلث مستو	غير قطبي	الشكل متماثل والطرفيات أيضًا

إذا علمتُ أن عنصرين ($_4X$ – $_8Y$) يرتبط كل منهما مع الهيدروجين مكوِّنًا الصيغة (XH_2 – YH_2)، فأجيب عن الأسئلة الآتية:

a. أكتب تركيب لويس لكل منهما

b. أرسم الشكل الفراغي لكل منهما

c. أحدد نوع التهجين الذي تستخدمه أفلاك الذرة المركزية في كل منهما

d. أفسر استخدام الذرة X للأفلاك المهجنة في تكوين الروابط

e. أحدد الجزيء الذي له عزم قطبي

المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$n(v.e)$
XH_2	$_4X$	$1s^2\ 2s^2$	2
	$_1H$	$1s^1$	1

المركب	العنصر	التوزيع الإلكتروني	$n(v.e)$
YH_2	$_8Y$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	6
	$_1H$	$1s^1$	1

XH_2

$$sum(v.e) = 2 + 1 \times 2 = 4\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{4}/_{2} = 2\ v.e.p$$

الذرة المركزية: X لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 2 روابط $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 2 - 2 = 0$$

H — X — H

لا يبقى أي زوج إلكترونات ويكون الشكل الفراغي لهذا المركب هو خطي زاوية 180

نوع التهجين للذرة المركزية X هو sp

وسبب التهجين لأن الفلك s فيه إلكترونات مزدوجة وحتى تتكون روابط ثنائية لزمنا عمل تهجين أفلاك 2s2p

والجزيء غير قطبي لأن قطبية الروابط تلغي بعضها بسبب تماثل الطرفيات والشكل

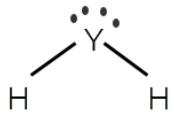
YH_2

$$sum(v.e) = 6 + 1 \times 2 = 8\ v.e$$
$$n(v.e.p) = {}^{8}/_{2} = 4\ v.e.p$$

الذرة المركزية: Y لأن الهيدروجين دائمًا طرفية، حول المركزية 2 روابط $(b.e.p) = 2$

$$n(l.e.p) = 4 - 2 = 2$$

لا يحتاج الهيدروجين لأزواج إلكترونات لأنه يستقر بزوج، يتبقى الزوجان للذرة المركزية Y وتستقر بذلك حسب قاعدة الثمانية، ويكون الشكل الفراغي للمركب منحن والزاوية 104.5



نوع التهجين للذرة المركزية Y هو sp^3

والجزيء قطبي لأن الشكل غير متماثل

? يُستخدم الأستيلين في قص الفلزات ولحامها في ورشات تصليح هياكل السيارات،

ادرس جزيء الأستيلين $CH \equiv CH$ ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

a. أتوقع التهجين الذي تستخدمه كل من ذرتي الكربون في الجزيء

$$H - C \equiv C - H$$

بعد رسم تركيب لويس للمركب: عدد مجموعات الإلكترونات حول كل ذرة كربون = 2

التهجين هو sp

b. أحدد عدد الروابط سيجما وباي في الجزيء

سيجما = 3 باي = 2 لوجود الرابطة الثلاثية

c. أسمِّ الأفلاك التي تستخدمها ذرة الكربون في تكوين كل من الروابط الآتية $C - H$ ، $C \equiv C$

$C \equiv C$ ← أفلاك $sp - sp$ $C - H$ ← أفلاك $sp - s$

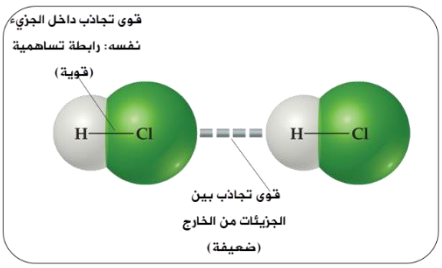
الدرس الثالث: القوى بين الجزيئات

القوى بين الجزيئات

تعريفات الدرس:

- **القوى بين الجزيئات:** قوى تجاذب تنشأ بين جسيمات المادة نفسها
- **الرابطة الهيدروجينية:** قوة تجاذب تنشأ بين جزئيات تشارك فيها ذرة الهيدروجين المرتبطة في الجزيء برابطة تساهمية مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية مثل ذرات N, O , F

معلومات مهمة:

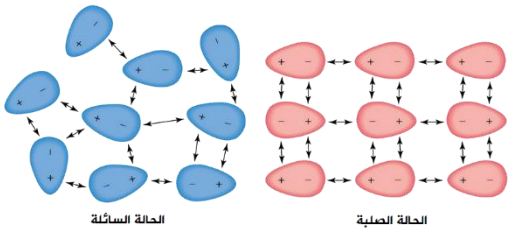


- هناك نوعين من قوى التجاذب بين الجسيمات:

1- قوى داخلية [الروابط الكيميائية] التي تربط الجسيمات ببعضها، وأنواعها: الأيونية – التساهمية – الفلزية

2- قوى خارج الجزيء [قوى تجاذب بين الجزيئات] وهي التي تربط نفس الجزيئات أو الذرات ببعضها مثل: جزيئات الماء مع بعضها، ذرات غاز الهيليوم مع بعضها وغير ذلك

- قوى التجاذب بين الجزيئات أقوى ما تكون في الصلبة ثم السائلة وأضعف شيء في الغازية فتتباعد الجزيئات
- تتكون شحنات جزئية على طرفي الجزيء فتنجذب الشحنات مختلفة الإشارة إلى بعضها وتنشأ تلك القوى بين الجزيئات



- للقوى علاقة بالخصائص الفيزيائية للمادة من:

1- درجة الغليان 2- درجة الانصهار 3- لزوجة السائل 4- التحول من حالة فيزيائية إلى أخرى

- وهي أضعف من الروابط التساهمية وأطول منها، تعادل قوتها (1–10٪) من قوة الرابطة التساهمية
- أنواع القوى بين الجزيئات:

1- روابط هيدروجينية 2- قوى تجاذب ثنائية القطب 3- قوى لندن

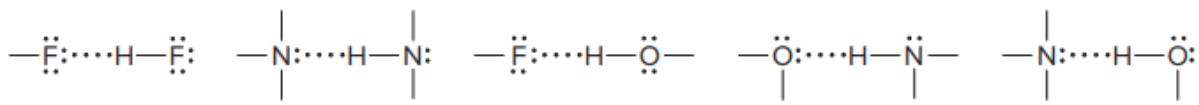
الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bonds

- أقوى تلك القوى على الترتيب: الرابطة الهيدروجينية > قوى تجاذب ثنائية القطب > قوى لندن
- **شروط تكوّن الرابطة الهيدروجينية:**

1- في الجزيء الأول: ذرة صغيرة كهروسالبيتها عالية فلور F ، أكسجين O، نيتروجين N مرتبطة مع هيدروجين برابطة تساهمية (F–H) (O–H) (N–H)

2- في الجزيء الثاني: على الأقل زوج من الإلكترونات الحرة على ذرة صغيرة كهروسالبيتها عالية: فلور F أو أكسجين O أو نيتروجين N

فتتكون الرابطة بين ذرة هيدروجين من الجزيء الأول، وزوج الإلكترونات الحر في الجزيء الثاني



- **تُرسم الرابطة الهيدروجينية على شكل خط منقط بخلاف الرابطة التساهمية**

- الرابطة الهيدروجينية أطول من التساهمية وأضعف منها بكثير
- بسبب الكهروسلبية العالية على ذرات FON تتكوّن الشحنة الجزئية السالبة عليها وعلى الهيدروجين تتكون الشحنة الجزئية الموجبة
- تعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على:

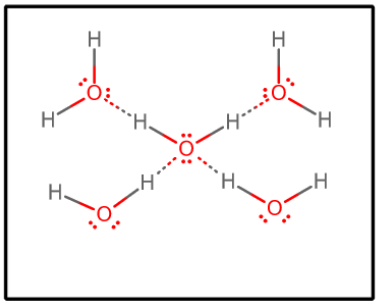
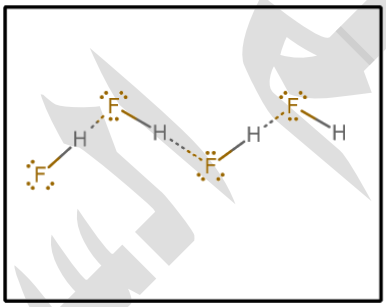
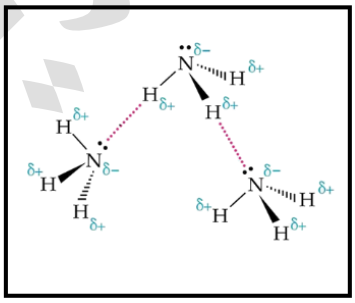
1- قطبية الرابطة التساهمية بين ذرتي الجزيء 2- طول الرابطة بين جزيئين متجاورين

- الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين HF أقوى منها بين جزيئات الماء H_2O أو جزيئات الأمونيا NH_3 لأن قطبية الرابطة F–H أعلى من قطبية الرابطة O–H و N–H فالفلور أعلى كهروسلبية منهما كما يتضح من الجدول فالطاقة مقياس لقوة الرابطة الهيدروجينية

طاقة الرابطة الهيدروجينيّة في بعض 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

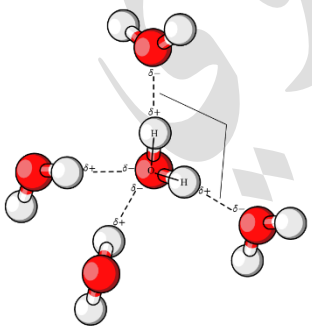
- المركبات ذات الروابط الهيدروجينية تأخذ أشكالًا متعددة كسلسلة مستقيمة أو حلقية أو شبكة مفتوحة، تتخذ جزيئات الماء ترتيبًا شبكيًّا

أفكر ص38: رغم أن الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات HF أقوى منها بين جزيئات الماء فإن درجة غليان الماء أعلى من درجة غليان فلوريد الهيدروجين HF

يمتلك جزيء الماء زوجين من الإلكترونات الحرة وأيضًا ذرتي هيدروجين، فسترتبط كل ذرة هيدروجين بأحد الأزواج الحرة، وهكذا سيُحاط كل جزيء بأربعة جزيئات أخرى كما في الصورة، أي أربعة روابط هيدروجينية

أما جزيء فلوريد الهيدروجين: يمتلك 3 أزواج إلكترونات حرة وذرة واحدة هيدروجين [عدد ذرات الهيدروجين لديه لا يكفي لتكوين روابط أكثر] لذا سترتبط ذرة واحدة من الهيدروجين كل مرة بزوج واحد على F كما في الصورة، أي يحيط به رابطتين هيدروجينيتين

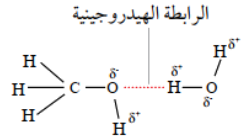


إذًا الماء لديه عدد أكبر من الروابط الهيدروجينية وهذا يزيد من تماسك الجزيئات فترتفع درجة الغليان لتصل 100°C بينما في HF تصل إلى 20°C

سؤال ص37: أحدد عدد الروابط الهيدروجينية التي تحيط بجزيء الماء

أربع روابط هيدروجينية تحيط بالجزيء الواحد

- تنشأ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات مختلفة، مثال: ميثانول: CH_3OH + الماء H_2O [تذكّر الذائبية في الماء تزيد بوجود الروابط الهيدروجينية]



استراتيجية الحل

1- إذا لم تتوفر في الصيغة الجزيئية أي ذرة من FON فورًا من النظرة الأولى لا يكوّن روابط هيدروجينية

2- إذا توفر في صيغة الجزيء أي ذرة من FON فإننا نرسم الجزيء لنبحث فيه عن الشروط:

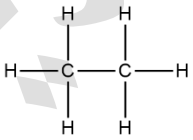
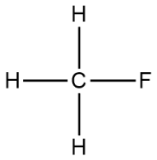
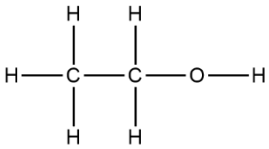
- رابطة تساهمية من نوع F–H أو O–H أو N–H

- ننظر للجزيء الثاني: إذا فيه ذرة فلور أو أكسجين أو نيتروجين وعليها على الأقل زوج حر من الإلكترونات

3- نرسم الرابطة الهيدروجينية من الجزيء الأول من جهة الهيدروجين H إلى الجزيء الثاني باتجاه الزوج الحر

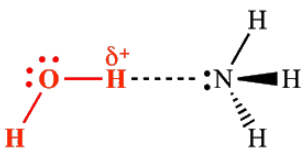
تدريب خارجي: أي المركبات الآتية يكوّن ترابطًا هيدروجينيًّا بين جزيئاته؟

CH_2O CH_3CH_3 CH_3F C_2H_6O

الجزيء	الرسم الجزيء	شروط الرابطة الهيدروجينية	يكوّن ترابط هيدروجيني
CH_2O		الأكسجين مرتبط بالكربون لا يتوفر الشرط O–H	لا
CH_3CH_3		لا يتوفر FON	لا
CH_3F		الفلور مرتبط بالكربون لا يتوفر الشرط F–H	لا
C_2H_6O		تتوفر رابطة O–H فترتبط H التي معها بالزوج الحر على O في الجزيء الثاني	نعم

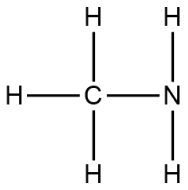
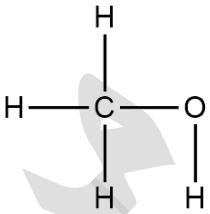
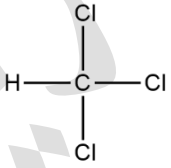
سؤال تريك: لماذا ذائبية الأمونيا NH_3 في الماء أعلى من ذائبية PH_3 مع أن شكلهما الفراغي نفسه

الأمونيا يكوّن روابط هيدروجينية في الماء حيث ترتبط ذرة الهيدروجين في O–H مع زوج حر على N فتتكون روابط هيدروجينية وهذا يساعد على سرعة الذوبان بينما PH_3 لا تتحقق فيه شروط الرابطة الهيدروجينية من الروابط ذات القطبية العالية (F–H) (O–H) (N–H) ومن زوج حر على ذرة كهروسالبيتها عالية (FON) فيكون ذوبانه أقل بكثير من الأمونيا [تذكر أن الأمونيا يتصرف في الماء حسب قاعدة لويس]



أتحقق ص38: أحدِّد من بين المواد الآتية المواد التي ترتبط جزيئاتها بروابط هيدروجينية:

CH_3NH_2 HBr CH_3OH $CHCl_3$

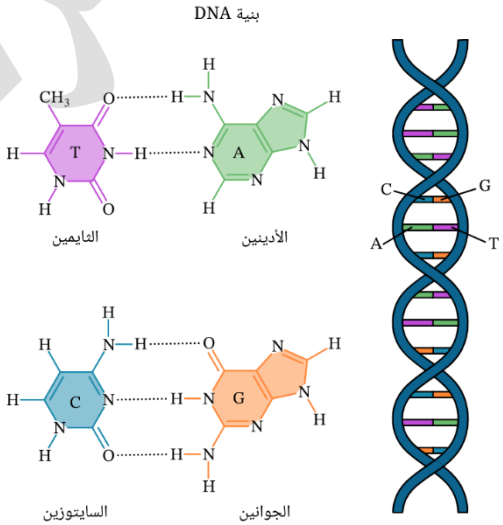
الجزيء	رسم الجزيء	شروط الرابطة الهيدروجينية	يكوّن ترابط هيدروجيني
CH_3NH_2		تتوفر رابطة (N–H) ترتبط H التي معها بالزوج الحر الذي على N في الجزيءالثاني	نعم
HBr		لا يوجد FON	لا
CH_3OH		تتوفر رابطة (O–H) ترتبط H التي معها بالزوج الحر الذي على N في الجزيءالثاني	نعم
$CHCl_3$		لا يوجد FON	لا

تريكات بسيطة:

إذا توفرت OH في طرف صيغة جزيئية لمركب هيدروكربوني فإن المركب يكوّن روابط هيدروجينية

الربط مع الأحياء، ابحث ص38

الروابط الهيدروجينية التي تربط بين أجزاء شريط الحمض النووي DNA



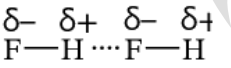
ورقة عمل 8: الرابطة الهيدروجينية

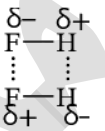
أي جزي من الجزيئات الآتية يتجاذب بالرابطة الهيدروجينية؟

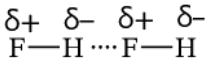
[1] H_2S [3] CH_4

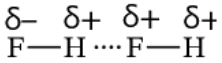
[2] CH_3CH_2OH [4] PH_3

ما الشكل الذي يُظهر الرابطة الهيدروجينية بين جزيئي HF بشكل صحيح؟

[1] 

[2] 

[3] 

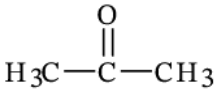
[4] 

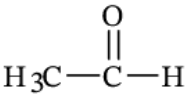
أي الجزيئات الآتية لها أعلى درجة غليان؟

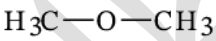
[1] HCl [3] H_2O

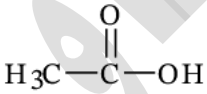
[2] H_2S [4] NH_3

أي من المركبات الآتية يكوّن روابط هيدروجينية بين جزيئاته؟

[1] 

[2] 

[3] 

[4] 

أي مما يلي يعدّ مقارنة صحيحة بين الرابطة الهيدروجينية والتساهمية؟

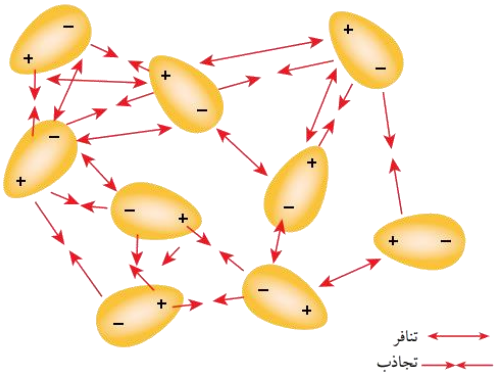
[1] الهيدروجينية أطول وأضعف من التساهمية [3] الهيدروجينية أقصر وأقوى من التساهمية

[2] الهيدروجينية أطول وأقوى من التساهمية [4] الهيدروجينية أقصر وأضعف من التساهمية

التجاذب ثنائي القطب – ثنائي القطب
Dipole – Dipole

تعريفات الدرس:

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



معلومات مهمة:

- كل جزيء قطبي يكوّن شحنات جزئية على طرفيه، سالبة باتجاه محصلة العزم وموجبة بالاتجاه الآخر فنسميه ثنائي القطب مثل قطبي المغناطيس
- ينشأ تجاذب بين الطرف السالب لجزيء والطرف الموجب لجزيء آخر فتتكون قوى ثنائية القطب – ثنائية القطب
- قوى التجاذب ثنائية القطب تتغلب على قوى التنافر للشحنات المتشابهة فتبقى الجزيئات متماسكة في الحالة الصلبة والسائلة
- تزداد قوى ثنائية القطب بازدياد العزم القطبي للجزيء
- تأتي قوى ثنائية القطب في المرتبة الثانية بعد قوى الروابط الهيدروجينية، من الجدول درجة غليان المركبات التي تكون روابط هيدروجينية أعلى من تلك التي تكوّن فقط قوى ثنائية القطب

الجدولُ (9): مقارنةُ الحالة الفيزيائيّة ودرجة الغليان لبعض الموادّ

المادة	الصيغة الجزيئيّة	الحالة الفيزيائيّة	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

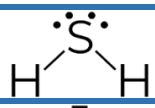
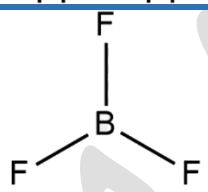
- **مهم:** كل المركبات في الجدول هي مركبات قطبية وتكوّن قوى تجاذب ثنائية القطب، لكن تميزت المركبات التي تكوّن روابط هيدروجينية بارتفاع درجة غليانها عن جزيئات الهيدريد التي تليها مباشرة في المجموعة، ولتمييز تلك القوى من ثنائيات الأقطاب العادية سميت روابط هيدروجينية

$$NH_3 > PH_3 \quad - \quad HF > HCl \quad - \quad H_2O > H_2S$$

الربط مع الأحياء

تعدّ اللصقات الطبية المستخدمة لتضميد الجروح أو الخافضة لآلام الروماتيزم مثالًا على قوى التجاذب بين الجزيئات، تعمل اللصقات على توصيل جرعات الدواء مثل المينثول، الإستروجين، السكوبولامين إلى مجرى الدم عن طريق الجلد، في اللصقات مواد مضافة إلى الدواء تعمل على تكوين روابط مختلفة مع الجلد لتثبت اللصقة الطبية مدة كافية

أتحقق ص40: أحدِّد المواد التي يتوقع أن ترتبط جزيئاتها في الحالة السائلة بقوى ثنائية القطب – ثنائية القطب

الجزيء	رسم الجزيء	قطبية الجزيء	يكوّن قوى ثنائية القطب – ثنائية القطب
CO_2	O=C=O	تماثل الشكل والطرفيات	لا
H_2S		عدم تماثل الشكل [قطبي]	نعم
BF_3		تماثل الشكل والطرفيات	لا
HI		ذرتين مختلفتين	نعم

أتحقق ص 40: أرتب المواد الآتية تصاعديًّا حسب درجة غليانها

NH_3 CH_3OH CH_3Cl

CH_3OH و NH_3 فيهما رابطة هيدروجينية بالإضافة أنهما قطبيان ويكوّنان ثنائية القطب – ثنائية القطب، الرابطة O–H أقوى من N–H فتكون درجة غليان CH_3OH أعلى من NH_3

CH_3Cl فيه رابطة ثنائية القطب – ثنائية القطب لأنه جزيء قطبي ولا يكون الروابط الهيدروجينية

الترتيب: $CH_3Cl < NH_3 < CH_3OH$

تدريب خارجي: أي من المركبات الآتية لا يكون في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي

CH_3F – CH_3OH– H_2CO – C_2H_6

من نظرة أولى للمركبات يتبين أن المركب الوحيد الذي يكوّن روابط هيدروجينية هو CH_3OH وبما أنها أقوى تجاذب بين الجزيئات فسيكون هذا المركب في الحالة السائلة من بين باقي المركبات

سؤال تريك: رتب الجزيئات الآتية تصاعديًّا حسب القوى بين الجزيئات H_2O – HF – N_2 –HCN

أقوى الروابط بين الجزيئات هي الهيدروجينية وتتوفر في HF وفي H_2O ، الرابطة القطبية في F–H أقوى منها في O–H ولذا ستكون $HF > H_2O$

HCN جزيء قطبي فسيكون قوى ثنائية القطب – ثنائية القطب أما N_2 فهو غير قطبي [سنعرف قواه في الدرس القادم] وهو أقل أنواع القوى بين الجزيئات

الترتيب التصاعدي لقوى الجزيئات: $N_2<HCN<H_2O<HF$

التريك: القوى الهيدروجينية في HF أقوى من تلك في H_2O لكن عندما نتحدث عن درجة الغليان فإننا سنقول أنها أعلى في H_2O لأنه كوّن عددًا أكبر من الروابط الهيدروجينية فأدى إلى تماسك جزيئاته بشكل أكبر

ورقة عمل 9: ثنائي القطب – ثنائي القطب

البروبانول C_3H_7OH وميثوكسي إيثان $CH_3OC_2H_5$ لديهما نفس الكتلة المولية، لكنهما يختلفان في درجة الغليان بسبب نوع القوى بين الجزيئات، حدد الأقل درجة غليان ووضح السبب

أي الجزيئات الآتية لا تترابط بقوى ثنائية القطب؟

[1] $BeCl_2$ [3] H_2S

[2] CH_3OH [4] HBr

أي الجزيئات الآتية يمتلك قوى ثنائية القطب فقط بين جزيئاته

[1] CH_3Cl [3] CH_4

[2] CH_3OH [4] CH_3NH_2

ارسم تجاذبًا ثنائي القطبية بين جزيئين من CO

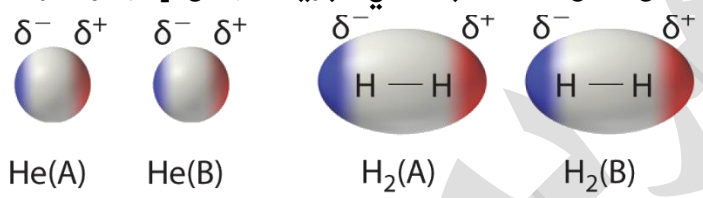
قوى لندن London Forces

تعريفات الدرس:

- **قوى لندن**: قوى تجاذب ضعيفة تنشأ نتيجة الاستقطاب اللحظي للجزيئات أو الذرات
- **ثنائية القطب اللحظية**: قوى تجاذب تتكوّن في زمن لحظي بسبب حركة الإلكترونات المستمرة في الذرة فتزداد الكثافة الإلكترونية في طرف الجزيء عن الطرف الآخر منه، فيكتسب ذو الكثافة الأعلى إلكترونيًّا شحنة جزئية سالبة والآخر موجبة، وسرعان ما يعود التوزيع المنتظم للإلكترونات وتختفي تلك القوى

معلومات مهمة:

- كل ما سبق من قوى التجاذب هو أقوى من قوى لندن، قوى لندن من أضعف القوى، قوتها 1٪ من التساهمية
- اكتشفها العالم فيرتز لندن وسُمِّيت باسمه
- تنشأ هذه القوى الضعيفة من خلال استقطاب لحظي للجزيئات (مثل: H_2) أو الذرات مثل الغازات النبيلة



- قوى لندن تكون في كل الجزيئات سواء التي تكون روابط هيدروجينية أو تلك القطبية، لكنها تظهر خاصة في الجزيئات غير القطبية التي لا تملك إلا قوى لندن
- المركبات الهيدروكربونية فيها روابط (C–H) فقط تكون غير قطبية وفيها قوى لندن فقط
- **العوامل التي تؤثر على قوى لندن في الجزيئات والذرات:**

1- الكتلة المولية [العلاقة طردية]

والسبب:

[1] زيادة الكتلة المولية يعني زيادة عدد الإلكترونات فتزيد فرصة حدوث الاستقطاب اللحظي

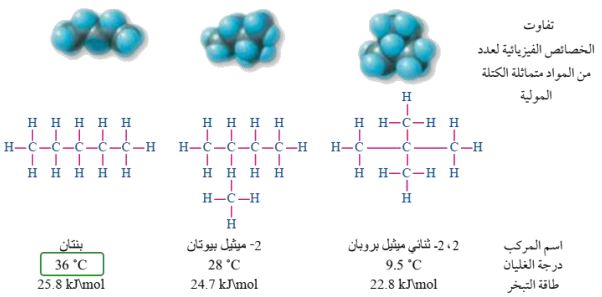
[2] زيادة الكتلة المولية معناها زيادة حجم الذرة أو الجزيء فيقل جذب النواة للإلكترونات فتبتعد أكثر ويسهل عدم التناسق في توزيعها فيحدث الاستقطاب اللحظي

مثال: قوى لندن أكبر في غاز الزينون منها عن غاز الهيليوم والنيون، الزينون كتلته المولية أكبر

2- حجم الجزيئات وأشكالها، فالسلسلة الأطول في الجزيء تزداد فيه فرص التجاذب اللحظي [العلاقة طردية]

السبب: زيادة فرصة التجاذب على طول السلسلة فتزداد قوى لندن

مثال: الصيغة الجزيئية C_5H_{12} لها عدة أشكال بسبب اختلاف توزيع الذرات في الجزيء، تزداد قوى لندن فتزداد درجة الغليان وطاقة التبخر كلما كانت السلسلة أطول



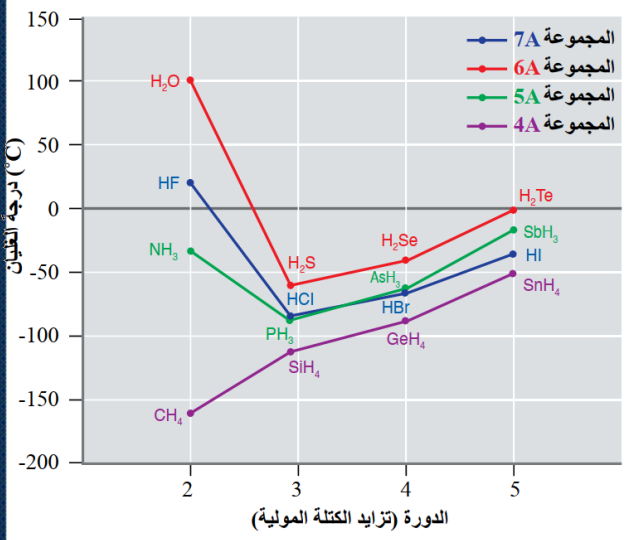
أثر قوى التجاذب بين الجزيئات على الخصائص الفيزيائية

- الخصائص الفيزيائية تزداد بزيادة قوى التجاذب بين الجزيئات المختلفة، من الخصائص:

1- درجة الغليان 2- درجة الانصهار 3- طاقة التبخر 4- الصلابة

- تزداد قوى التجاذب بازدياد العدد الذري لعناصر المجموعة الواحدة [زيادة الكتلة المولية] فتزداد درجة الغليان

- من الرسم البياني سنقارن جزيئات الهيدريد المتشابهة:



- أعلى الجزئيات في درجة الغليان هي التي تملك روابط هيدروجينية
- مجموعة الأكسجين:

الماء أعلى درجة غليان كجزيء هيدريد في نفس مجموعته التي لها نفس الشكل الفراغي لكن تزداد الكتلة المولية ويبقى الماء هو الأعلى، [الماء يملك قوى هيدروجينية وتتكون لديه روابط عديدة منها + ثنائي قطبية + قوى لندن]

- مجموعة الهالوجينات:

فلوريد الهيدروجين يملك قوى هيدروجينية وثنائية قطبية وقوى لندن وهو الأعلى في مجموعته الهيدريد

- مجموعة النيتروجين:

الأمونيا أعلى من مجموعته بسبب قواه الهيدروجينية التي تزيد عليهم لكن يتفوق عليه آخر جزيء وهو SbH_3 والسبب الكتلة المولية العالية له، فحجم عنصر Sb أكبر من النيتروجين N وإلكتروناته أكثر فتكون قوى لندن لديه عالية بالإضافة أنه جزيء قطبي فيتفوق بذلك على الأمونيا [ونعتبر ذلك شذوذ عن القاعدة]

- مجموعة الكربون: تلك المجموعة جزيئاتها غير قطبية فهي لا تملك سوى قوى لندن وبالتالي ستكون الزيادة في القوى بازدياد العدد الذري، ولذا أقل درجة غليان هو CH_4

❓ أفكر ص43: درجة غليان المركب SbH_3 أعلى من درجة غليان المركب NH_3

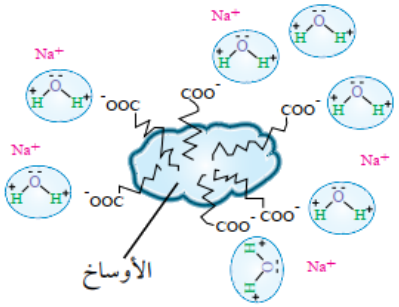
الجواب في الفقرة السابقة

استراتيجية الحل لتحديد الأعلى في الخاصية الفيزيائية من درجة غليان أو حالة فيزيائية صلبة وغيره

- مقارنة بين الجزيئات القطبية المختلفة: نعتبر وجود الروابط الهيدروجينية هو الأعلى في درجة الغليان والانصهار والصلابة وطاقة التبخر إلّا في الاستثناء السابق للأمونيا ومركب SbH3
- مقارنة بين الجزيئات المكونة للروابط الهيدروجينية: الماء ثم HF ثم NH3 حسب الأسباب المشروحة سابقًا، فإن كانت المقارنة حسب الكتلة المولية فسنعتبر الكتلة المولية الأكبر هي الأعلى في الغليان
- مقارنة بين الجزيئات القطبية التي لا تكوّن روابط هيدروجينية، سننظر إلى الكتلة المولية الأكبر
- مقارنة بين الجزيئات غير القطبية: سننظر إلى الكتلة المولية الأكبر، السلسلة الأطول [قوى لندن الأكبر]

ومن خلال سؤال أتحقق والتدريبات الخارجية ستتمكن من فهم عملية المقارنة

الربط مع الحياة: قوى التجاذب وعمل المنظفات الصابونية



يتكون الصابون من أملاح دهنية تمتلك طرفين (R) سلسلة هيدروكربونية طويلة غير قطبية يشتت الأوساخ عندما ينتشر فيها ويكوّن معها قوى لندن، وطرف أيوني (COO^-Na^+) ينجذب إلى أقطاب الماء المشحونة، وفي النهاية يسحب الطرف الأيوني للصابون معه الطرف R وما معه من أوساخ فتتنظف الملابس

أتحقق ص44:

1- أحدد المواد التي ترتبط جسيماتها بشكل رئيس بقوى لندن: HBr، $SiCl_4$، Ne، CH_3CH_2OH، C_3H_8

HBr: جزي قطبي [ذرتان مختلفتان] ⟵ قوى ثنائية القطب + قوى لندن

$SiCl_4$: جزيء غير قطبي [شكل متماثل وطرفيات متماثلة] ⟵ قوى لندن فقط

Ne: غاز النيون غير قطبي ⟵ قوى لندن فقط

CH_3CH_2OH فيه OH روابط هيدروجينية + ثنائية القطب + قوى لندن

C_3H_8 غير قطبي فيه قوى لندن فقط

2- أيها تتوقع أن يكون له طاقة تبخر أعلى C_5H_{12} أم C_3H_8؟

كلاهما غير قطبي، فالقوى الموجودة هي قوى لندن فقط، تتأثر تلك القوى بالكتلة المولية بشكل طردي، الجزيء C_5H_{12} له طاقة تبخر أعلى بسبب زيادة كتلته المولية

تدريب خارجي: فسر وجود غاز الكلور Cl_2 والفلور F_2 في الحالة الغازية، بينما البروم Br_2 في الحالة السائلة واليود I_2 في الحالة الصلبة، مع كونها من مجموعة واحدة وتكوّن جزيئات ثنائية الذرة

كل الجزيئات غير قطبية ولها شكل واحد [خطي] وهي تمتلك قوى لندن فقط، أكبر عامل مؤثر لازدياد قوى لندن هو الكتلة المولية وشكل الجزيء، الكتلة المولية لجزيء اليود هي الأكبر، تزداد قوى لندن ليزداد التجاذب وتتماسك الجزيئات فيكون في الحالة الصلبة، أقل منه جزيء البروم فيكون في الحالة السائلة وباقي الجزيئات لضعف قوى لندن ستكون في الحالة الغازية

تدريب خارجي: قارن بين كل زوجين من المركبات من ناحية الأعلى في درجة الغليان وفسر السبب

المقارنة	الأعلى درجة غليان	السبب
SiH_4 SnH_4	SnH_4	كلاهما غير قطبي ونفس الشكل[قوى لندن] نقارن الكتلة المولية، الكتلة المولية أكبر للثاني
CF_4 CCl_4	CCl_4	كلاهما غير قطبي ونفس الشكل[قوى لندن] نقارن الكتلة المولية، الكتلة المولية أكبر للثاني
Kr HBr	HBr	الكربتون فيه قوى لندن بينما الثاني فيه قوى ثنائية القطب، لذا هو الأعلى
C_2H_6 F_2	C_2H_6	كلاهما غير قطبي ونفس الكتلة المولية [قوى لندن] نقارن الشكل الأطول سلسلة

ورقة عمل 10: قوى لندن

حدد أي من المركبين حالته غازية وسائلة، جزيء الميثان CH_4 وجزيء الأوكتان C_8H_{18} وفسر السبب

أي الجزيئات الآتية يمتلك أعلى درجة غليان في الحالة السائلة وما السبب؟

[1] $CH_3CH_2\ CH_2Cl$ [3] CH_3CH_2Cl

[2] $CH_3CH_2\ CH_2\ CH_2Cl$ [4] CH_3Cl

أي الجزيئات الآتية يمتلك أعلى طاقة تبخر

[1] CH_4 [3] HF

[2] He [4] Cl_2

حدد الغاز النبيل الذي يملك أقل درجة غليان

[1] Ar [3] Xe

[2] Kr [4] Ne

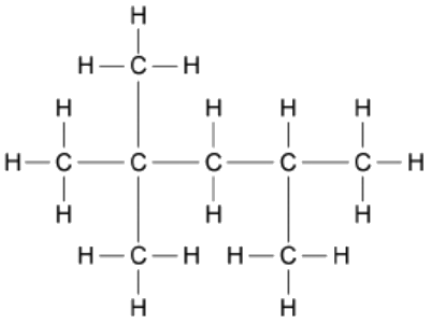
أي الجزيئات الآتية هو الأعلى في خاصية التوتر السطحي

[1] CF_4 [3] CI_4

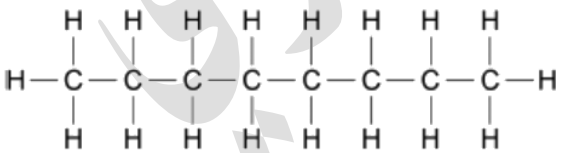
[2] CBr_4 [4] CCl_4

كلا الجزيئين لهما نفس الكتلة المولية فأي منهما الأعلى درجة غليان

[1]

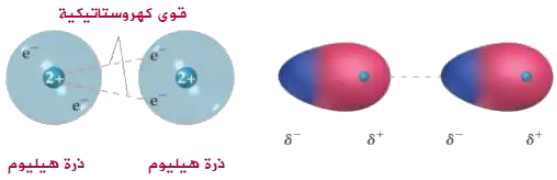


[2]



حل مراجعة الدرس الثالث

أوضح مع الرسم تكون ثنائي القطب اللحظي بين ذرات الهيليوم (He)



أفسر:

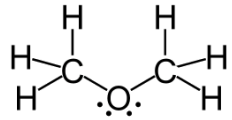
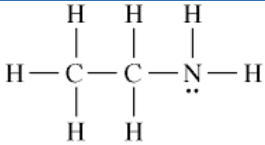
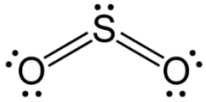
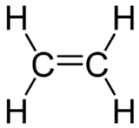
1- درجة غليان المركب $HOCH_2CH_2OH$ أعلى من درجة غليان المركب CH_3CH_2OH

كلا المركبين يكوّنان روابط هيدروجينية لكن الأول يكوّن عدد روابط أكثر بسبب وجود رابطتين (O–H) وازدياد عدد الروابط الهيدروجينية يزيد قوى التجاذب فترتفع درجة الغليان

2- تترتب طاقة التبخر المولية لمركبات عناصر المجموعة الرابعة على النحو: ($GeCl_4 > SiCl_4 > CCl_4$)

الجزيئات متشابهة الشكل الفراغي والطرفيات متشابهة وهي غير قطبية فيها قوى لندن فقط، ننظر للكتلة المولية، يزداد العدد الذري من الكربون ثم السيليكون ثم الجيرمانيوم، جزيء GeCl4 هو الأكبر في الكتلة المولية والأكثر في عدد الإلكترونات، تزداد قوى لندن وبالتالي تزداد طاقة التبخر المولية له

أحدد نوع قوى التجاذب بين جزيئات كل من المواد الآتية في الحالة السائلة

الجزيء	شكل الجزيء	قوى التجاذب
He	–	قوى لندن لأنه غير قطبي
CH_3OCH_3		ثنائي القطب – ثنائي القطب لوجود O في الهيدروكربون
$CH_3CH_2NH_2$		روابط هيدروجينية لوجود (N–H)
SO_2		ثنائي القطب – ثنائي القطب لأنه قطبي بسبب الشكل
$CH_2=CH_2$		قوى لندن لأنه سلسلة هيدروكربون = غير قطبي

أرتب المواد الآتية تصاعديًّا حسب تزايد قوة التجاذب بين جزيئاتها في الحالة السائلة

C_2H_6، HCl ، CH_4، CH_3OH

الأقوى في التجاذب: الروابط الهيدروجينية وذلك في CH_3OH يليه الجزيئات القطبية مثل HCl ثم قوى لندن والأعلى كتلة مولية هو C_2H_6 ثم CH_4

الترتيب: $CH_4 < C_2H_6 < HCl < CH_3OH$

حل مراجعة الوحدة الأولى

أتوقع الشكل الفراغي لكل من الجزيئات الآتية بالاعتماد على تراكيب لويس لكل منها:

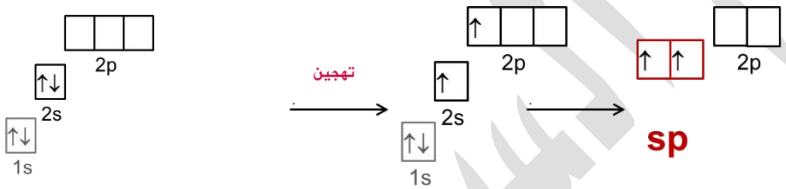
X:A:X	X:A:X (X فوق وتحت)	X:A:X (X فوق وتحت)
خطي	رباعي الأوجه منتظم	هرم ثلاثي

أقارن بين الجزيئين NH_3 و BH_3 من حيث:

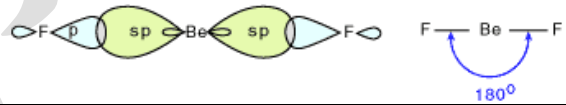
المقارنة	NH_3	BH_3
عدد أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية	4	3
عدد أزواج الإلكترونات غير الرابطة	1	0
نوع التهجين في الذرة المركزية	sp^3	sp^2
الشكل الفراغي	هرم ثلاثي	مثلث مستو
الزاوية بين الروابط	107°	120°
قطبية الجزيئات	قطبي	غير قطبي

أجيب عما يأتي في ما يتعلق بالجزيء BeF_2 علمًا أن العدد الذري للبيريليوم =4:

- أكتب التوزيع الإلكتروني لذرة البيريليوم قبل التهجين وبعده

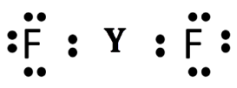


- أحدد نوع التهجين في الذرة المركزية Be: sp
- أحدد نوع الأفلاك للرابطة Be–F: sp–p
- أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط (الأفلاك المهجنة) في الجزيء BeF_2: 180°
- أرسم الشكل البنائي للجزيء وأسمّه: خطي

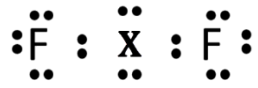


عنصران (Y, X) من الدورة الثانية، يكوّنان مع الفلور الصيغتين (XF_2 , YF_2) إذا كان المركب XF_2 يمتلك أزواج إلكترونات غير رابطة فأجيب عن الأسئلة الآتية:

- أكتب تركيب لويس لكل منهما



YF_2



XF_2

- أحدد العدد الذري لكل من Y, X

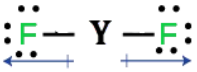
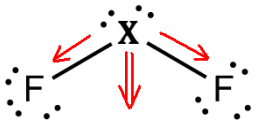
Y = 4

2 e حول الذرة و2e في 1s

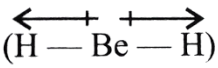
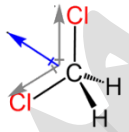
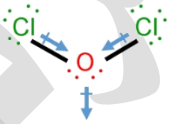
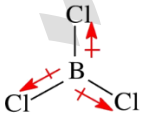
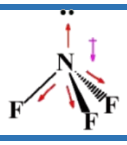
X = 8

6 e حول الذرة و2e في 1s

- أحدد أنواع الأفلاك المرتبطة لكل ذرة
- أرسم الشكل الفراغي وأحدد القطبية
- أتوقع مقدار الزاوية بين الروابط

sp	sp^3
	
خطي	منحن
180°	104.5°

أرسم الأشكال الفراغية لكل من الجزيئات الآتية وأبين قطبية كل منها:

الجزيء	شكل الجزيء	القطبية
BeH_2		خطي متماثل الأطراف [غير قطبي]
CH_2Cl_2		رباعي الأوجه منتظم غير متماثل الطرفيات [قطبي]
OCl_2		منحن [قطبي]
BCl_3		مثلث مستو متماثل الطرفيات [غير قطبي]
NF_3		هرم ثلاثي [قطبي]

أفسر:

- درجة غليان المركب CH_3CH_2Cl أعلى منها للمركب CH_3CH_3

المركب الأول قطبي، قوى التجاذب فيه ثنائية القطب وهي أقوى من قوى لندن الموجودة في الثاني

- درجة غليان المركب CH_3NH_2 NH_2CH_2 أعلى منها للمركب $CH_3CH_3NH_2$

المركبان يكونان روابط هيدروجينية لوجود (N–H) لكن الأول يكوّن عدد روابط هيدروجينية أكبر

- الجزيء $CHCl_3$ قطبي بينما الجزيء CCl_4 غير قطبي

المركبان لهما نفس الشكل الفراغي المتماثل، لكن الأول غير متماثل الذرات الطرفية فيكون قطبي

- الرابطة (B–F) قطبية بينما الجزيء BF_3 غير قطبي

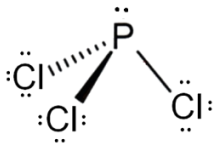
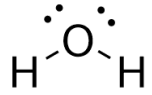
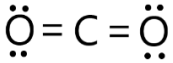
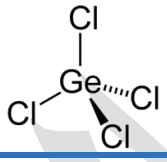
الرابطة قطبية لوجود فرق في الكهروسلبية بين الذرتين B و F، بينما الجزيء نحسب له محصلة قطبية الروابط، بسبب تماثل الشكل والطرفيات يكون العزم القطبي = 0

- يذوب الإيثانول C_2H_5OH في الماء بينما الإيثان C_2H_6 عديم الذوبان

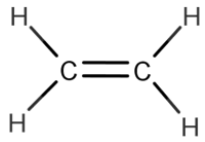
الإيثانول قطبي والماء قطبي والشبيه يذيب الشبيه ولأنه يكوّن روابط هيدروجينية فيذوب في الماء بشكل أسرع، بينما الإيثان غير قطبي

أنظم جدولًا أقارن فيه بين الجزيئات PCl_3 و H_2O و CO_2 و $GeCl_4$:

نرسم الشكل الفراغي للجزيء ثم نحسب التهجين من المجموعات

الجزيء	التهجين في الذرة المركزية	أزواج إلكترونات غير رابطة حول الذرة المركزية	الشكل البنائي للجزيء	مقدار الزاوية بين الروابط	قطبية الجزيئات
PCl_3	sp^3	1		هرم ثلاثي 107°	قطبي
H_2O	sp^3	2		منحن 104.5°	قطبي
CO_2	sp	0		خطي 180°	غير قطبي
$GeCl_4$	sp^3	0		رباعي الأوجه منتظم 109.5°	غير قطبي

الإيثين مركب عضوي صيغته C_2H_4 يُعرف باسم الإيثيلين يستخدم في صناعة المبلمرات البلاستيكية. إذا كان العدد الذري للكربون (6) فأرسم تركيب لويس للجزيء، ثم:



الرسم بالتفصيل لهذا المركب ص19 من الدوسية

- **أحدد عدد الروابط سيجما σ وباي π في الجزيء**

  سيجما = 5 باي = 1

- **أبين نوع التهجين الذي تستخدمه ذرة الكربون**

  كل ذرة كربون تهجينها = sp^2

- **أوضح توزيع أزواج الإلكترونات في الفراغ حول ذرة الكربون**

  أي الشكل الفراغي لأزواج الإلكترونات جميعها سواء الرابطة أو غير الرابطة

  كل أزواج الإلكترونات رابطة في هذا الجزيء، الشكل حول ذرة الكربون هو مثلث مستو

- **أحدد مقدار الزاوية بين الروابط حول كل ذرة كربون**

  الزاوية = 120°

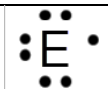
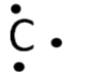
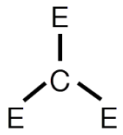
أدرس الجدول الآتي ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H	2A																A
	B											C	U	M	G	E	R
													P		W	D	
													K				

نحدد أسماء المجموعات لنحدد من نظرة أولى التكافؤ لكل عنصر

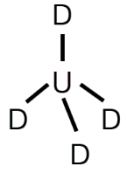
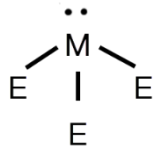
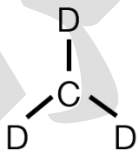
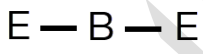
- أكتب تركيب لويس لكل من: B, C, U, M

- أكتب تركيب لويس للجزيئات: CE_3, GD_2

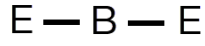
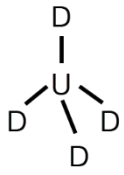
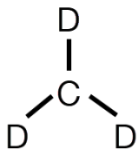
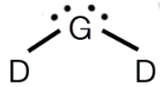
GD_2		CE_3	
	يكون رابطة فيستقر		يكون رابطة فيستقر
	يكون رابطتين فيستقر مع بقاء زوجين حر عليه		يكون 3 روابط ليستقر [مستثنى من الثمانية]
			

يستخدم الطالب هذه الطريقة السريعة ويركز على بقاء أزواج حرة على المركزية، أو يستخدم الاستراتيجية في درس تركيب لويس بالحسابات الطويلة

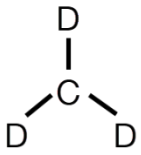
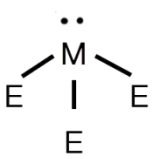
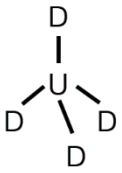
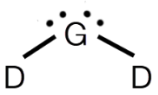
- أتوقع الشكل الفراغي لكل من المركبات الآتية: BE_2, CD_3, ME_3, UD_4

UD_4	ME_3	CD_3	BE_2
D يكون رابطة U يكون 4 روابط ولا يبقى أي زوج حر عليه	E يكون رابطة M يكون 3 روابط	D يكون رابطة C يكون 3 روابط بدون زوج حر لأنه مستثنى من الثمانية	E يكون رابطة B يكون رابطتين بدون أزواج حرة عليه لأنه مستثنى
			
رباعي الأوجه منتظم	هرم ثلاثي	مثلث مستو	خطي

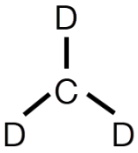
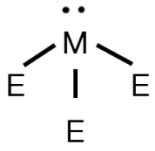
- أحدد الجزيء القطبي بين الجزيئات الآتية: GD_2, CD_3, UD_4, BE_2

BE_2	UD_4	CD_3	GD_2
			
غير قطبي	غير قطبي	غير قطبي	قطبي

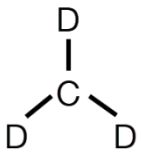
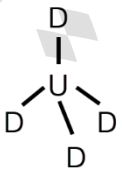
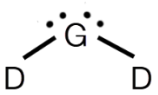
- أحدد نوع تهجين الذرة المركزية لكل من الجزيئات: $BE_2, CD_3, ME_3, UD_4, GD_2$

BE_2	CD_3	ME_3	UD_4	GD_2
				
sp	sp^2	sp^3	sp^3	sp^3

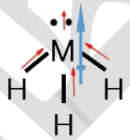
- أحدد مقدار الزاوية بين الروابط لكل من الجزيئات: CD_3, ME_3, GD_2

CD_3	ME_3	GD_2
		
120°	107°	104.5°

- أحدد الجزيئات القطبية بين الجزيئات الآتية: $BE_2, CD_3, ME_3, UD_4, GD_2$

BE_2	CD_3	ME_3	UD_4	GD_2
				
غير قطبي	غير قطبي	قطبي	غير قطبي	قطبي

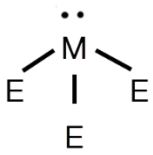
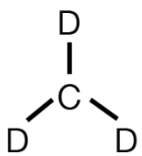
- أقارن بالرسم قطبية الجزيء: MH_3 بالجزيء ME_3

ME_3	MH_3
	
يقل العزم القطبي بسبب انعكاس اتجاه عزم الزوج الحر	يزداد العزم القطبي بسبب نفس اتجاه عزم الزوج الحر

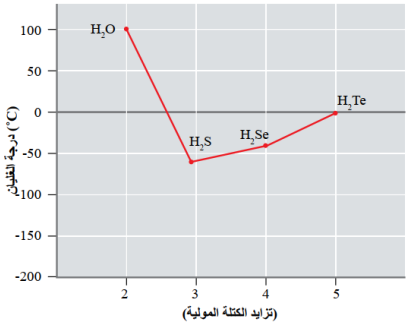
- أحدد المادة الأعلى درجة غليان في الحالة السائلة A أم R وأسوغ ذلك

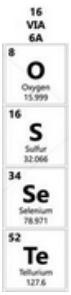
كلاهما من المجموعة النبيلة فيها قوى لندن، تزداد قوى لندن بازدياد العدد الذري [الكتلة المولية]، R الأعلى

- أحدد المادة الأعلى طاقة تبخر مولية CD_3 أم ME_3 وأقدم تسويغا لذلك

ME_3	CD_3
	
قطبي [قوى ثنائية القطب]	غير قطبي [قوى لندن]

ME_3 هو الأعلى طاقة تبخر مولية





يبين الشكل المجاور تغير درجة غليان بعض مركبات عناصر المجموعة السادسة وفق ترتيبها في الجدول الدوري، أدرسها ثم أجيب عما يأتي:

مجموعة الأكسجين، يتحد الأكسجين، الكبريت، السيليينيوم، التيليريوم مع الهيدروجين لتكوين جزيئات الهيدريد وكلها لها شكل فراغي واحد [منحن]

- **أحدد نوع قوى التجاذب في كل مركب منها**

H_2O قوى هيدروجينية + ثنائية قطب + قوى لندن

والباقي: قوى ثنائية قطب + قوى لندن

- **أفسر الاختلاف الكبير في درجة غليان مركبات عناصر المجموعة بزيادة رقم دورتها في الجدول الدوري**

يختلف الماء عن الباقي بشكل كبير لوجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئاته

- **أفسر تزايد درجة غليان مركبات عناصر المجموعة بزيادة رقم دورتها في الجدول الدوري**

تزداد درجة الغليان للمركبات الباقية بزيادة رقم الدورة [أي زيادة العدد الذري] بسبب زيادة عدد الإلكترونات التي تزيد من الاستقطاب اللحظي فتزداد قوى لندن وترتفع درجة الغليان

اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

1. العبارة غير الصحيحة في ما يتعلق بالأفلاك المهجنة هي:	
a	متماثلة في الطاقة
b	متماثلة في الشكل
c	متماثلة في الاتجاه الفراغي
d	متماثلة في السعة

2. الشكل البنائي المرتبط بالتهجين sp^2 هو:							
a	رباعي الأوجه منتظم	b	هرم ثلاثي	c	مثلث مسطح	d	خطي

3. المركب الذي يتخذ الشكل رباعي الأوجه المنتظم في ما يأتي هو:							
a	$SiCl_4$	b	BeF_2	c	OCl_2	d	NF_3

4. عدد الروابط سيجما وباي في الجزيء $CH_3CH=CH_2$ هو:							
a	$2\pi - 8\sigma$	b	$1\pi - 9\sigma$	c	$1\pi - 8\sigma$	d	$2\pi - 9\sigma$

5. تتكون الرابطة (H–C) في جزيء CH_4 من تداخل الأفلاك:							
a	s–p	b	p–p	c	$s-sp^3$	d	sp^3-sp^3

6. الشكل الفراغي الذي يختلف عن الأشكال الأخرى بين الآتية:							
a	هرم ثلاثي	b	مثلث مستو	c	منحن	d	رباعي الأوجه منتظم

7. الجزيئات الآتية تنشأ بينها قوى تجاذب ثنائي القطب في الحالة السائلة:							
a	$SiCl_4$	b	BH_3	c	OCl_2	d	NH_3

8. المادة التي تترابط جزيئاتها بقوى الترابط الهيدروجيني:							
a	CH_3F	b	CH_3OH	c	HCl	d	CH_3OCH_3

9. الترتيب الصحيح للمواد الآتية حسب قوى الترابط بين جزيئاتها	
a	$BCl_3 < BF_2Cl < HF < NH_3$
b	$BF_2Cl < BCl_3 < HF < NH_3$
c	$BF_2Cl < BCl_3 < NH_3 < HF$
d	$BCl_3 < BF_2Cl < NH_3 < HF$

10. المادة الأكثر ترابطًا في الحالة السائلة من بين المواد الآتية:							
a	CH_3Cl	b	BF_3	c	NH_3	d	CH_3OCH_3

امتحان تريكات إلكتروني ينزل إن شاء اللّه في مدرسة الكيمياء على الفيس والديسكورد وقناتي التيليجرام [الكيمياء مع المهندسة] بعد انتهاء الوحدة الأولى

إجابات أوراق العمل النموذجية تنزل أيضا في تلك التطبيقات بعد انتهاء كل درس

دعواتي لكم بالتوفيق وتحقيق الأمنيات العظيمة.. دمتم بود

م. مريم السرطاوي