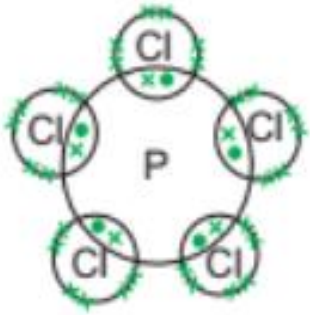
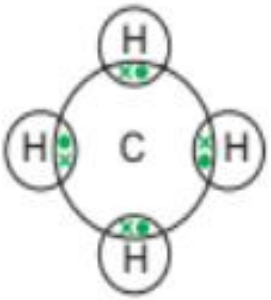
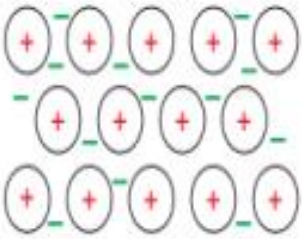
ملخص

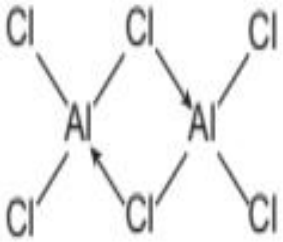
الكيمياء

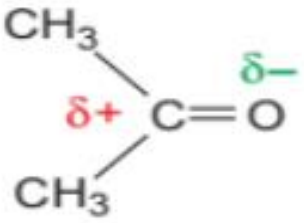
للصف الحادى عشر







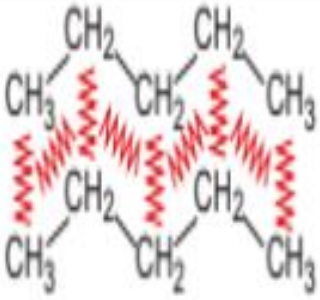


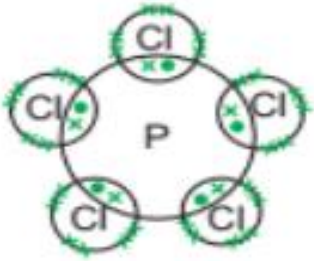


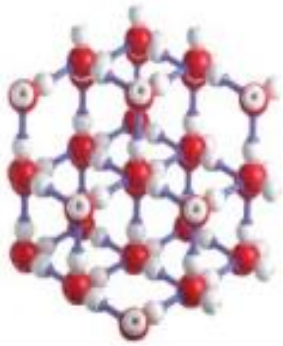
الوحدة الثالثة

الترابط الكيميائي

Chemical Bonding



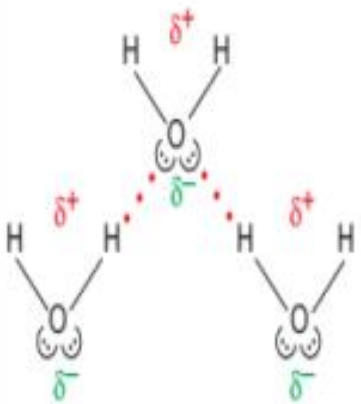


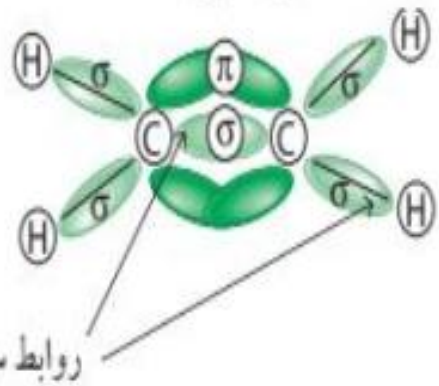


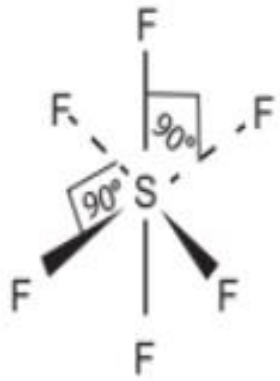
إعداد :

أ / محمد الحسينى

93936601







موقع كنز العلوم kanz3.com

الوحدة الثالثة

الترابط الكيميائي

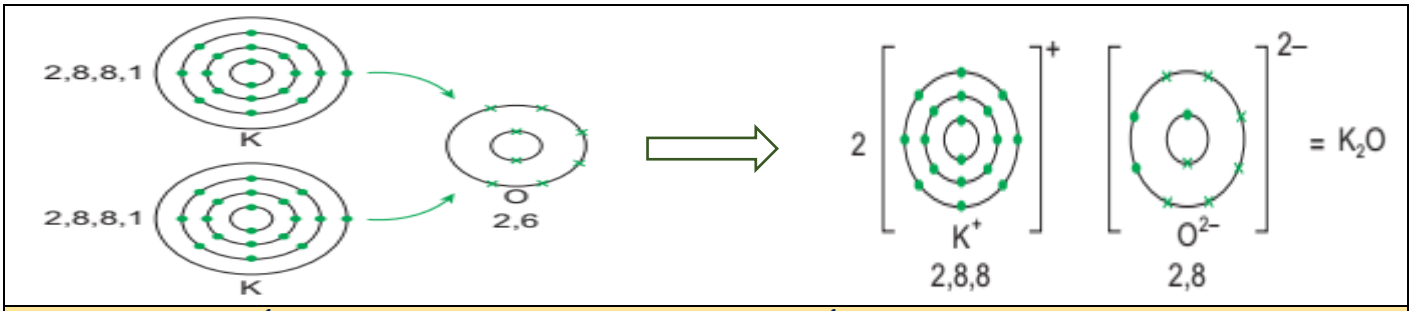
٣-١ أنواع الترابط الكيميائي

الرابطة الأيونية

قوة جذب كهروستاتيكية بين أيونات (+) (كاتيونات) وأيونات (-) أنيونات في شبكة بلورية أيونية .

كيف تتكون الرابطة الأيونية ؟

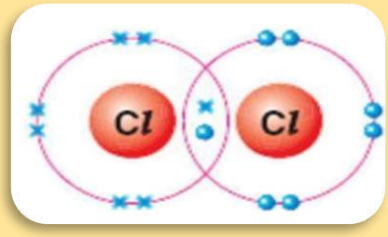
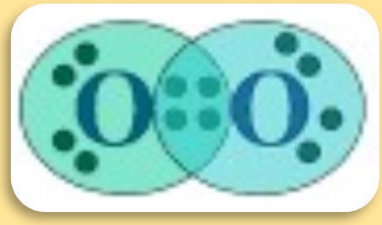
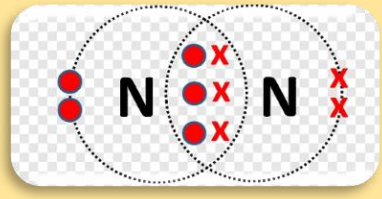
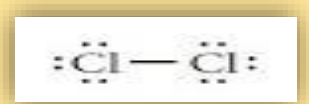
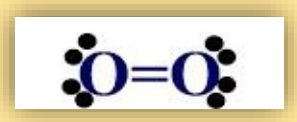
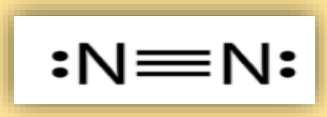
(1) الفلزات تفقد إلكترونات من المســـــتوى الخارجي وتصبح أيونات (+) .
(2) اللافلزات تكتسب الإلكترونات المفقودة من الفلزات وتصبح أيونات (-) .
(3) يحدث تجاذب كهروستاتيكى بين الأيـــــونات (+) والأيـــــونات (-) .



كل ذرة بوتاسيوم تفقد إلكترون وتصبح أيون (+) وتكتسب ذرة الأكسجين الإلكترونان وتصبح أيون (-2) .

الرابطة التساهمية

تتكون من إتحاد ذرتان لا فلزيتان حيث تشارك كل ذرة بإلكترون أو أكثر لتصل كل منهما إلى التركيب المشابه لأقرب غاز خامل .

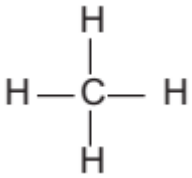
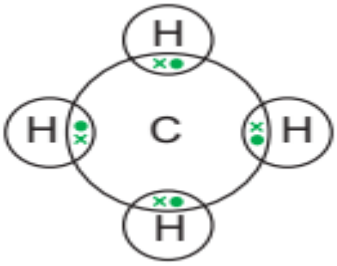
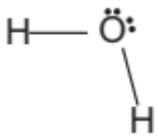
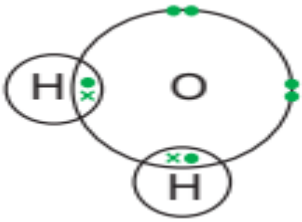
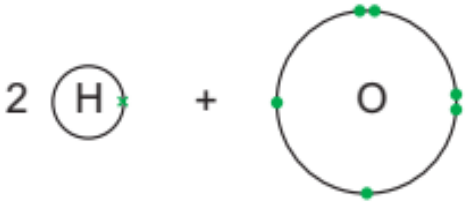
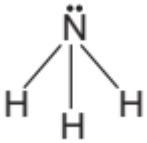
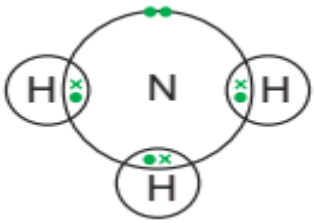
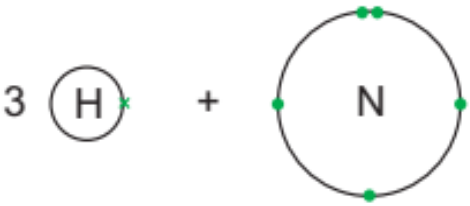
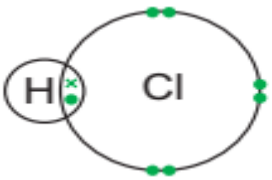
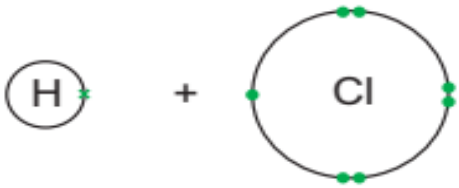
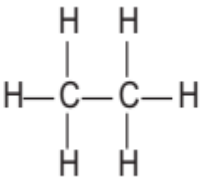
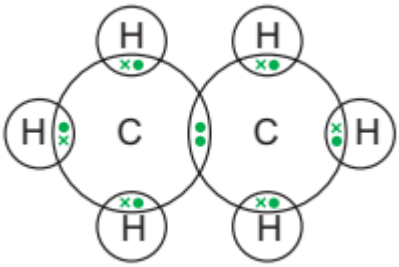
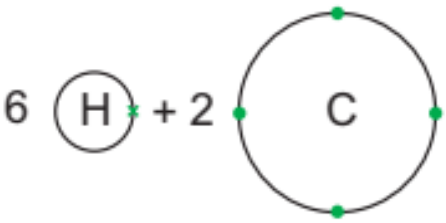
رابطة تساهمية أحادية	رابطة تساهمية ثنائية	رابطة تساهمية ثلاثية
قوة جذب كهروستاتيكى تنشأ بين نواتي الذرتين وزوج مشترك من الإلكترونات .	قوة جذب كهروستاتيكى تنشأ بين نواتي الذرتين وزوجين مشتركين من الإلكترونات .	قوة جذب كهروستاتيكى تنشأ بين نواتي الذرتين وثلاثة أزواج مشتركة من الإلكترونات .
 ذرتا كلور : (2,8,7)	 ذرتا أكسجين : (2,6)	 ذرتا نيتروجين : (2,5)
		

مخطط التمثيل النقطي

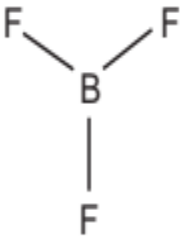
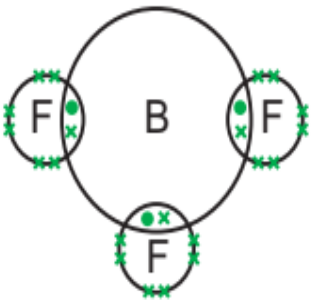
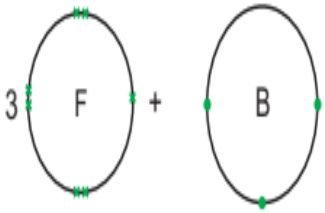
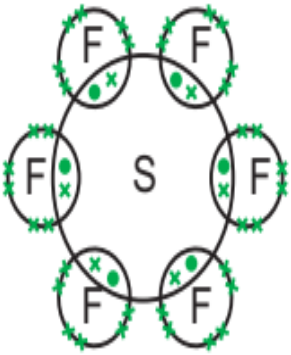
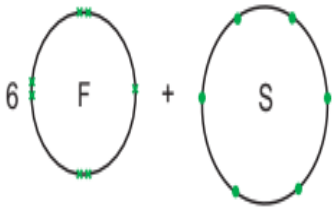
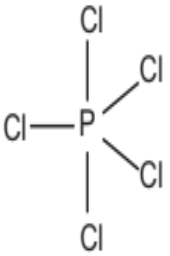
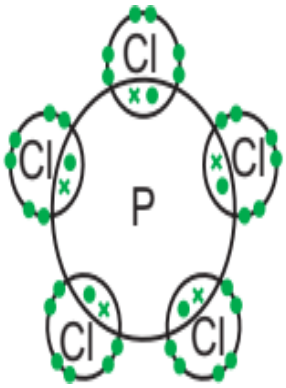
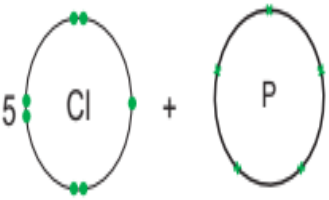
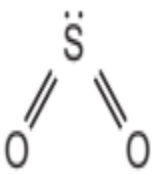
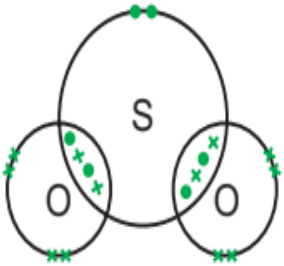
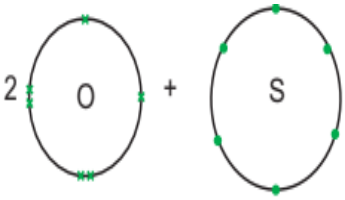
مخطط يوضح ترتيب إلكترونات مستويات الطاقة الخارجية في عنصر أو مركب (أيونى أو تساهمى) .
حيث يتم تمثيل الإلكترونات على هيئة (•) أو علامة (×) .

أزواج منفردة من الإلكترونات

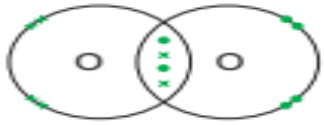
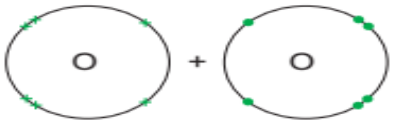
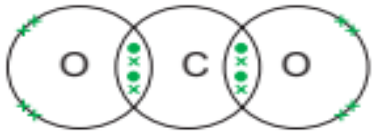
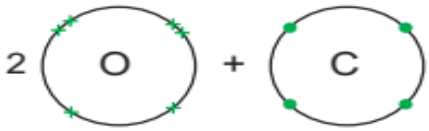
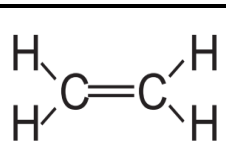
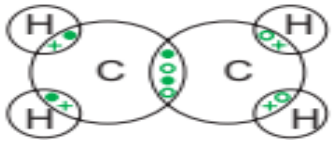
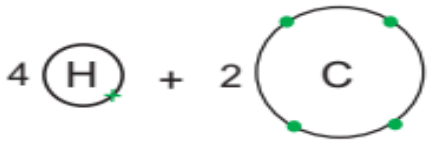
أزواج من الإلكترونات موجودة في مستوى الطاقة الخارجى للذرة لكنها لا تشارك في الترابط .

الجزيء	الصيغة	التمثيل النقطى للجزيء	التمثيل النقطى للذرات
(أ) الميثان CH_4			
(ب) الماء H_2O			
(ج) الأمونيا NH_3			
(د) كلوريد الهيدروجين HCl			
(هـ) الإيثان C_2H_6			

إستثناءات لقاعدة الثمانيات

الجزيء	الصيغة	التمثيل النقطى للجزيء	التمثيل النقطى للذرات	الإستثناء
(أ) الهيدروجين H_2				لا تمتلك جزيئات الهيدروجين ثمانية إلكترونات لكنها تشبه غاز الهيليوم الخامل .
(ب) ثلاثى فلوريد البورون BF_3				يوجد (6) إلكترونات فقط حول ذرة البورون .
(ج) سداسى فلوريد الكبريت SF_6				يوجد (12) إلكترون حول ذرة الكبريت .
(د) خماسى كلوريد الفوسفور PCl_5				يوجد (10) إلكترونات حول ذرة الفوسفور .
(هـ) ثنائى أكسيد الكبريت SO_2				يكون الكبريت رابطة ثنائية مع كل ذرة أكسجين ، ويبقى زوج إلكترونات غير مرتبط على ذرة الكبريت .

جزيئات تمتلك روابط تساهمية ثنائية

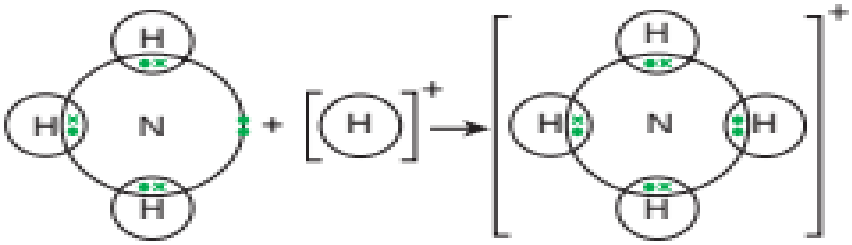
الجزيء	الصيغة	التمثيل النقطى للجزيء	التمثيل النقطى للذرات
(أ) الأكسجين O_2	O=O		
(ب) ثانى أكسيد الكربون CO_2	O=C=O		
(ج) الإيثين C_2H_4			

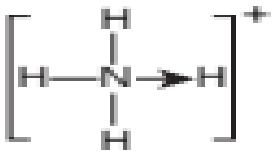
الرابطة التناسقية

هي نوع خاص من الروابط التساهمية تحدث بين ذرتين حيث تقوم إحداهما بمنح زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة إلى ذرة أو أيون يمتلك فلك فارغ أو أكثر .

الرابطة التناسقية في أيون الآمونيوم

الذرة المستقبلة :	الذرة المانحة :
أيون الهيدروجين يمتلك فلكا ذريا شاغرا : (H^+)	ذرة النيتروجين تمتلك زوجا منفردا من الإلكترونات : $(\ddot{N}H_3)$

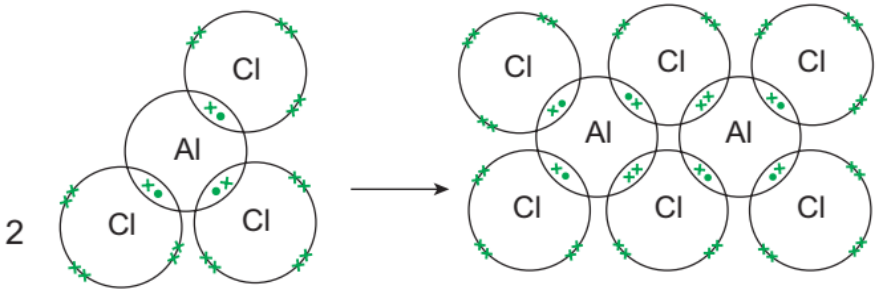


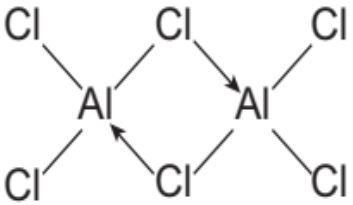


لاحظ أن الرابطة التناسقية تمثل بسهم يتجه من الذرة المانحة إلى الذرة المستقبلة .

الرابطة التناسقية في كلوريد الألومنيوم

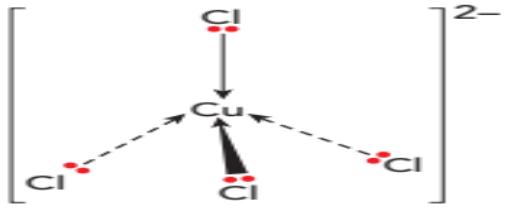
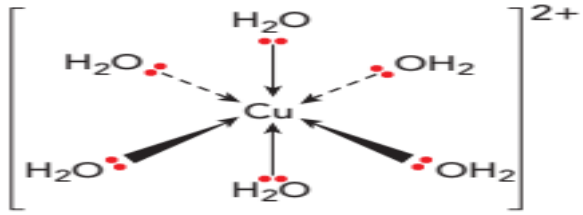
في درجات الحرارة المرتفعة :	في درجات الحرارة المنخفضة :
يتكون $AlCl_3$ لكن المستوى الخارجى للألومنيوم لديه نقص في الإلكترونات . وذرة الكلور تمتلك ثلاثة أزواج منفردة من الإلكترونات .	يندمج جزيئان من $AlCl_3$ لتكوين Al_2Cl_6 لأن زوجين من الأزواج المنفردة الموجودة على إثنين من ذرات الكلور تكون رابطتين تناسقتين مع ذرتى ألومنيوم .





المعقدات الفلزية

تتكون من أيون فلزى مركزي تحيط به جزيئات أو أيونات أخرى وترتبط معه بروابط تناسقية .

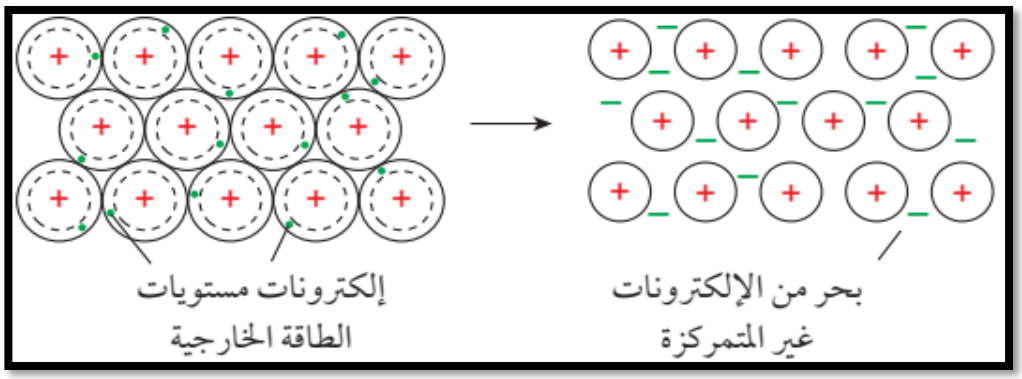
$[CuCl_4]^{-2}$	$[Cu(H_2O)_6]^{+2}$
	
الشحنة الإجمالية (-2)	الشحنة الإجمالية (+2)
لأن أيون النحاس يمتلك شحنة (+2) ويوجد أربعة شحنات (-) على أيونات الكلوريد الأربعة .	لأن أيون النحاس يمتلك شحنة (+2) وجزيئات الماء متعادلة .

الرابطة الفلزية

قوة جذب كهروستاتيكى بين أيونات الفلز الموجبة والإلكتروناته غير المتمركزة .

الإلكترونات غير المتمركزة

هي إلكترونات حرة الحركة لا تكون مرتبطة في أية ذرة أو رابطة محددة .



العوامل التي تزيد قوة الرابطة الفلزية :

(1) إزدياد الشحنة الموجبة على الأيونات في الشبكة الفلزية .

(2) نقصان حجم الأيونات الفلزية في الشبكة الفلزية .

(3) إزدياد عدد الإلكترونات المتحركة لكل ذرة .

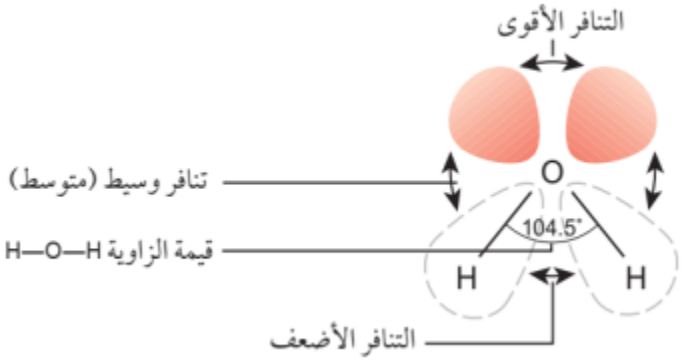
٣-٢ أشكال الجزيئات

نظرية تنافر أزواج الإلكترونات في مستويات طاقة التكافؤ (VSEPR)

زوج الإلكترونات الموجود في الروابط حول الذرة المركزية في جزيء ما ، سوف يتنافر مع أزواج الإلكترونات الأخرى فيجبرها على التباعد ليصل إلى أقل حد من التنافر حتى يستقر المركب .

علل : تنافر أزواج الإلكترونات المنفردة يكون أكبر من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة (المرتبطة) ؟

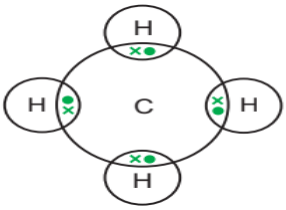
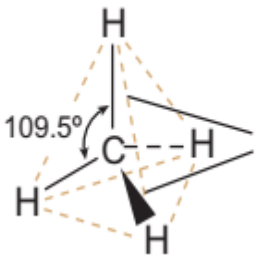
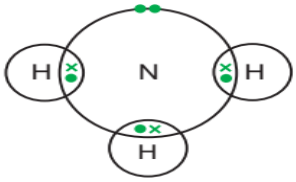
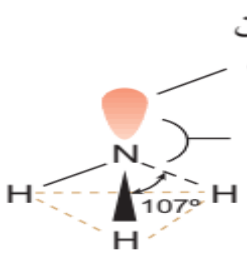
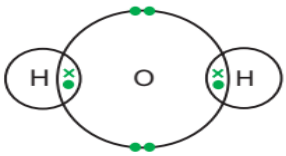
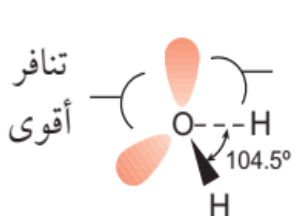
لأن أزواج الإلكترونات المنفردة تمتلك سحابة إلكترونية أكثر تركيزا من أزواج الإلكترونات المرتبطة ، فتكون شحنات سحابة الأزواج المنفردة أوسع وأقرب قليلا إلى نواة الذرة المركزية .



زوج منفرد – زوج منفرد	>	زوج منفرد – زوج مشترك	>	زوج مشترك – زوج مشترك
الأكثر تنافرا		تنافر متوسط		الأقل تنافر

الأشكال الهندسية للجزيئات

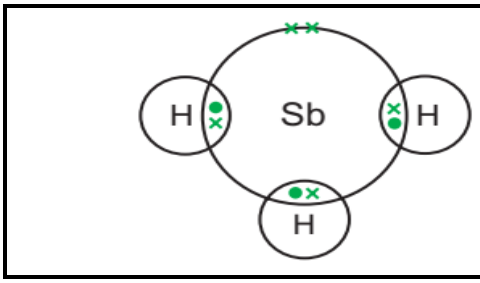
تحدد الإختلافات في تنافر أزواج الإلكترونات شكل الجزيء والزوايا بين الروابط .

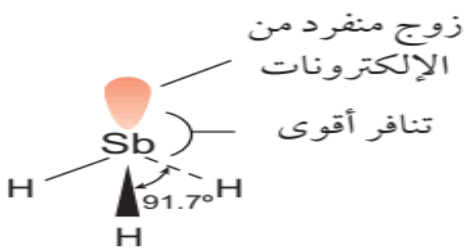
المركب	التمثيل النقطى للجزيء	عدد أزواج الإلكترونات	قوى التنافر بين أزواج الإلكترونات	الشكل الهندسى	الزاوية بين الرابطة
CH_4 الميثان		(4) أزواج مشتركة	 قوى التنافر متساوية	رباعى الأوجه	109.5°
NH_3 الأمونيا		(3) أزواج مشتركة + زوج منفرد	 زوج منفرد من الإلكترونات تنافر أقوى	هرمى	107°
H_2O الماء		(2) زوج مشترك + (2) زوج منفرد	 تنافر وسيط (متوسط) تنافر أقوى	منحنى	104.5°

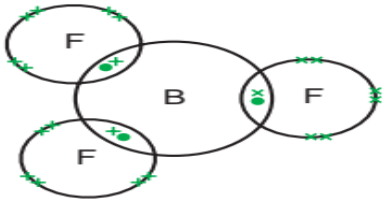
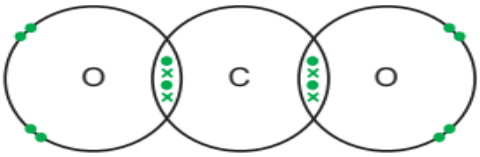
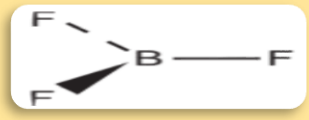
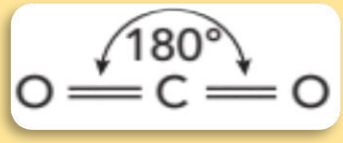
عند رسم ثلاثى الأبعاد : (المثلث) : يعنى الرابطة تتجه نحوك . (الخط المتقطع) : يعنى الرابطة تبتعد عنك .

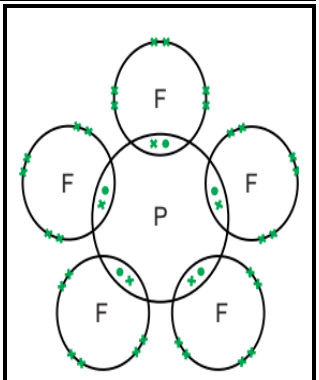
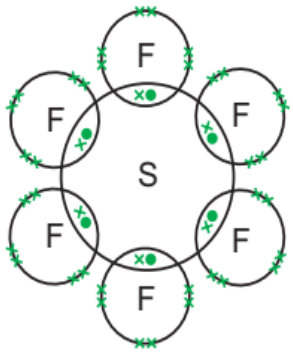
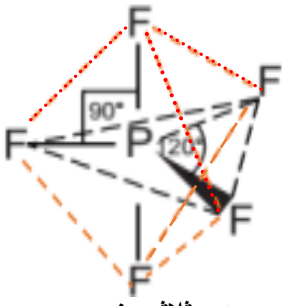
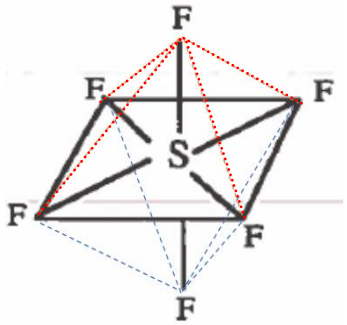
مثال : تنبأ شكل الروابط وزواياها في جزيء ستيبين stibine (SbH_3)

* (Sb) يقع في المجموعة الخامسة ، (H) يقع في المجموعة الأولى .
* عند رسم مخطط التمثيل النقطى للجزيء سيكون هناك (3) أزواج مشتركة وزوج واحد منفرد من الإلكترونات .
* يكون التنافر بين (زوج منفرد – زوج مشترك) أكبر من التنافر بين (زوجين مشتركين) .
* لذا تنخفض قيمة زاوية الروابط H – Sb – H لتكون (91.7^0) أقل من زاوية رباعى الأوجه (109.5^0) .
وأقل من روابط الشكل الهرمى للأمونيا (107^0) نظرا لكبر حجم (Sb) .





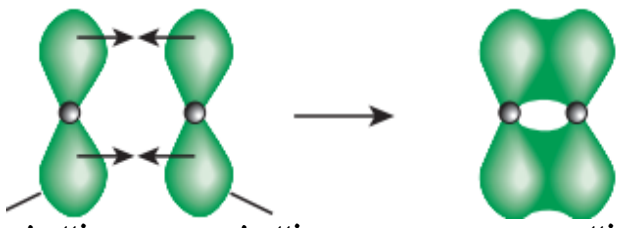
ثلاثى فلوريد البورون BF_3	ثاني أكسيد الكربون CO_2
تتنافر أزواج الإلكترونات الثلاثة المشتركة فيما بينها بشكل متساو .	الإلكترونات الأربعة الموجودة في كل رابطة ثنائية تتنافر مع إلكترونات الرابطة الأخرى بطريقة مشابهة لتنافر إلكترونات الروابط الأحادية .
الزاوية بين الروابط = 120^0	الزاوية بين الروابط = 180^0
شكل الجزيء : مثلث مسطح (مستو)	شكل الجزيء : خطى
	
	

خماسى فلوريد الفوسفور PF_5	سداسى فلوريد الكبريت SF_6
يوجد خمسة أزواج مشتركة من الإلكترونات ولا يوجد أي زوج منفرد ، فيكون تركيبا مستقر يتكون من هرمين ثلاثيين متقابلين يشتركان في قاعدة مستوية ثلاثية الزوايا .	يوجد ستة أزواج مشتركة من الإلكترونات ولا يوجد أي زوج منفرد ، فيكون تركيبا مستقر يتكون من هرمين رباعيين متقابلين يشتركان في قاعدة مستوية رباعية الزوايا .
	
 هرم ثلاثى مزدوج (سداسى الأوجه)	 هرم رباعى مزدوج (ثمانى الأوجه)

روابط سيغما (σ)

يحدث تداخل محوري (رأس – رأس) بين فلكين ذريين .
وتكون الكثافة الإلكترونية كبيرة على المحور الواصل بين النواتين .

روابط باي (π)

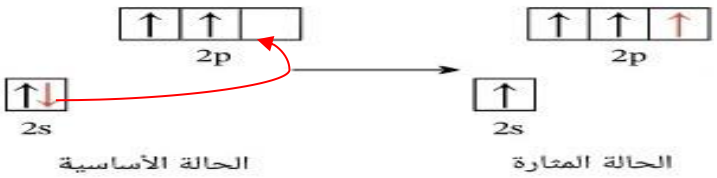
يحدث تداخل جانبي (متوازيا) بين فلكين ذريين .
وتكون الكثافة الإلكترونية كبيرة على جانبي المحور الواصل بين النواتين (أعلى وأسفل) .


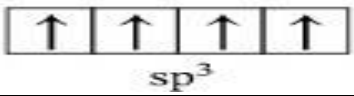
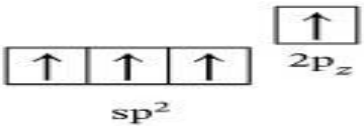
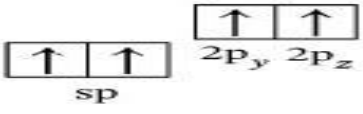
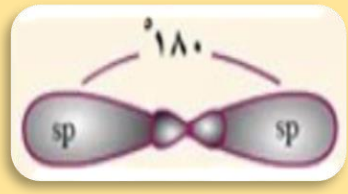
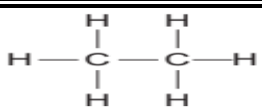
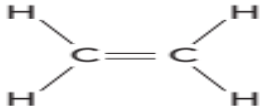
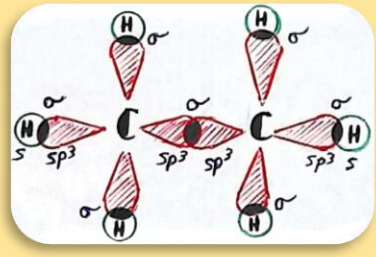
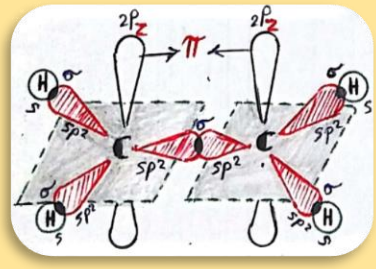
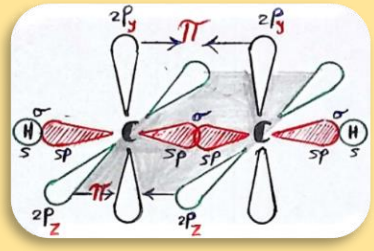
٣-٣ تهجين الأفلاك الذرية

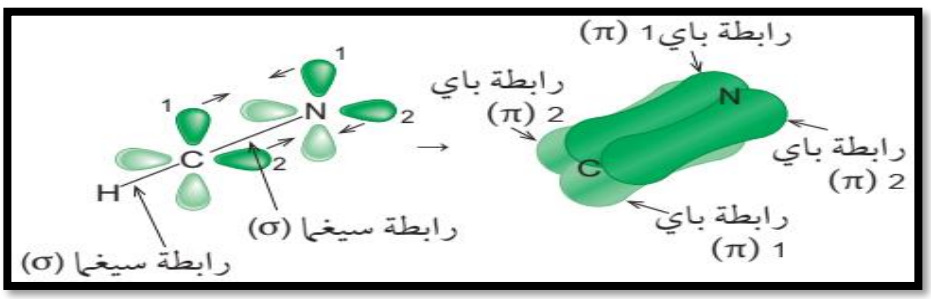
التهجين

خلط أنواع مختلفة من الأفلاك الذرية لإنتاج أفلاك مهجنة (SP) , (SP^2) , (SP^3) لها أشكل مختلفة وطاقة متوسطة .

لتكوين أربعة روابط تساهمية تحتاج ذرة الكربون إلى أربعة أفلاك ذرية يحتوى كل منها على إلكترون واحد في المستوى الرئيسى الثانى ، لذلك تتم إستثارة إلكترون واحد من الفلك $2S^2$ إلى الفلك $2P^2$



	SP^3	SP^2	SP
الأفلاك المهجنة	$(2S) + (2P_x + 2P_y + 2P_z)$ أربعة	$(2S) + (2P_x + 2P_y)$ ثلاثة	$(2S) + (2P_x)$ إثنان
الأفلاك غير المهجنة	———	$2P_z$	$2P_y$, $2P_z$
الحالة المهجنة			
الشكل الفراغي لذرة الكربون المهجنة	 هرم رباعى الأوجه	 مثلث مستوى	 خطى
أمثلة	 إيثان	 إيثين	$H-C\equiv C-H$ إيثاين
أنواع الروابط			



الروابط فى سيانيد الهيدروجين

$H-C\equiv N$

$H-C$	$C\equiv N$
رابطة σ	رابطة σ ورابطتين π

٣-٤ طول وطاقة الرابطة

طول الرابطة

المسافة التي تقع بين نواتى ذرتين مرتبطتين معا برابطة تساهمية .

طاقة الرابطة

الطاقة اللازمة لكسر مول واحد في رابطة تساهمية معينة فى الحالة الغازية .

علل : تكون الرابطة الثنائية أقصر من الرابطة الأحادية ؟

لأن الروابط الثنائية تمتلك كمية أكبر من الشحنة السالبة بين نواتى الذرتين ، فتزيد قوة الجذب بين الإلكترونات والنواة ، فيزداد تلاصق الذرات .

علل : الأكسجين أكثر نشاطا من النيتروجين ؟

الأكسجين $O = O$	النيتروجين $N \equiv N$
يسهل كسر الرابطة الثنائية .	يصعب كسر الرابطة الثنائية .

ملحوظة : (كلما زاد طول الرابطة يسهل كسرها ويزيد النشاط)

الرابطة	طول الرابطة (nm)	طاقة الرابطة (kJ/mol)	النشاط الكيميائي
C – C	0.154	350	أعلى نشاط
C = C	0.134	610	أقل نشاط
C – O	0.143	360	أعلى نشاط
C = O	0.116	740	أقل نشاط

٣-٥ السالبية الكهربائية والقطبية

قدرة ذرة مرتبطة تساهميا بذرة أخرة على جذب إلكترونات الرابطة نحوها .

تزداد السالبية الكهربية فى الدورة الواحدة

تقل السالبية الكهربية في المجموعة

العوامل المؤثرة في السالبية الكهربية :

(1) الشحنة النووية	(2) نصف القطر الذرى	(3) الحجب
تزيد في الدورات فيزداد جذب النواة وتزداد السالبية .	يزيد بالنزول في المجموعة فيضعف جذب النواة وتقل السالبية .	زيادة مستويات الطاقة الداخلية يحجب النواة فيضعف جذبها وتقل السالبية .

مقياس باولينغ وقطبية الرابطة

H 2.2						
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 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0

بمعرفة فرق السالبية الكهربية بين العناصر يمكن توقع نوع الرابطة (أيونية أم تساهمية) .

الرابطة	تساهمية غير قطبية	تساهمية قطبية	أيونية
فرق السالبية :	0.4 أو أقل	بين 0.4 و 1.7	أكثر من 1.7
مثال :	الميثان CH_4	كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$	كلوريد الصوديوم NaCl
السالبية :	الكربون = 2.5 الهيدروجين = 2.2	الكلور = 3 الألومنيوم = 1.5	الكلور = 3 الصوديوم = 0.9
فرق السالبية :	0.3 = 2.5 – 2.2	1.5 = 3 – 1.5	2.1 = 3 – 0.9

قطبية الجزيئات

علل : جزيء الكلور غير قطبي ؟

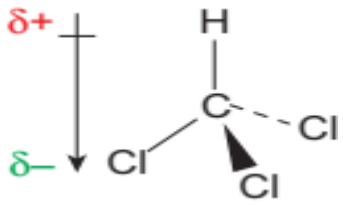
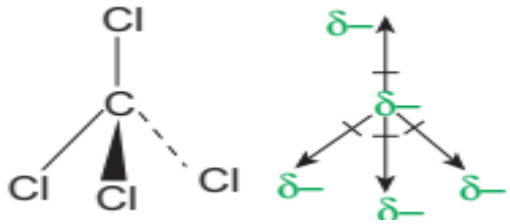
لأن السالبية الكهربية متساوية للذرتين فيقضى زوج إلكترونات الرابطة وقتا متساويا في حيازة كل منهما .
(فرق السالبية = صفر) .

علل : جزيء كلوريد الهيدروجين قطبي ؟

لأن الكلور أعلى سالبية من الهيدروجين ، فيقضى زوج إلكترونات الرابطة وقتا أطول في حيازة الكلور فيحمل بشحنة سالبة جزئية ، بينما يحمل الهيدروجين بشحنة موجبة جزئية .

قطبية الرابطة

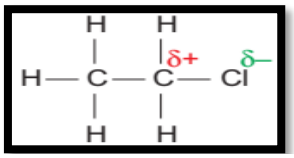
هي الشحنة الناتجة عندما ترتبط ذرتان مختلفتان في رابطة تساهمية وينتج عنه جذب غير متساوي لزوج إلكترونات الرابطة .

علل : ثلاثى كلورو ميثان (قطبى) $CHCl_3$ ؟	علل : رباعى كلورو ميثان (غير قطبى) CCl_4 ؟
	
لأن الروابط القطبية الثلاث C – Cl لها نفس الإتجاه وتأثيرها المندمج يفوق تأثير الرابطة C - H الغير قطبية وبالتالي فإن توزيع الكثافة الإلكترونية أكثر عند ذرات الكلور .	لأن الروابط القطبية الأربعة C – Cl تلغى بعضها بعضا لأنها تتجه نحو الزوايا الأربع للجزيء رباعى الأوجه . فتكون محصلة عزم الثنائيات القطبية = صفر .

تعريفات هامة

جزيئات غير قطبية :	جزيئات تكون محصلة عزم الثنائيات القطبية لروابطها تساوى صفرا .
جزيء قطبى :	جزيء تكون محصلة عزم الثنائيات القطبية لروابطه لا تساوى صفرا .
الروابط القطبية :	تنشأعن إنجذاب زوج الإلكترونات المكون للرابطة نحو الذرة ذات السالبية الكهربائية الكبرى ، ما يجعل أحد طرفى الجزيء موجبا نسبيا مقارنة بالطرف الآخر الذى يكون سالبا .
ثنائيات الأقطاب :	تنشأ عن إختلاف قيمتى السالبية الكهربائية لذرتين مرتبطتين تساهميا .
عزم ثنائى القطبية :	ينشأ عند إختلاف قيمتى السالبية الكهربائية لذرتين مرتبطتين تساهميا .

$N \equiv N$	$C \equiv O$	إيثان C_2H_6	كلورو إيثان C_2H_5Cl
غير قطبي (غير نشط)	قطبي (نشط)	غير قطبي (غير نشط)	قطبي (نشط)



٦-٣ القوى بين الجزيئات

هي قوى ضعيفة توجد بين الجزيئات (تعتمد على فرق سالبية الذرات وقطبية الروابط) وتسمى قوى(فان دير فال) وتتضمن :

(1) قوى ثنائى قطب لحظى – ثنائى قطب مستحث .

(2) قوى ثنائى قطب دائم – ثنائى قطب دائم .

(3) الرابطة الهيدروجينية .

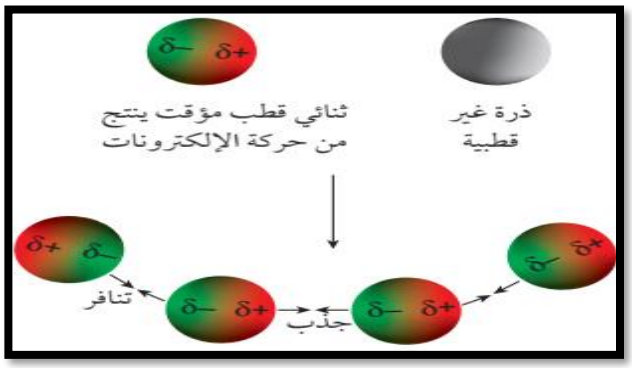
نوع الرابطة	شدة الرابطة (kJ/mol)
الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم	760
الرابطة التساهمية O—H في الماء	464
الرابطة الهيدرجينية	50–20
قوى ثنائي قطب دائم– ثنائي قطب دائم	20–5
قوى ثنائي قطب لحظي– ثنائي قطب مستحث	20–1

قوى ثنائي القطب اللحظي- ثنائي القطب المستحث

(قوى لندن للتشتت)	(id – id forces)

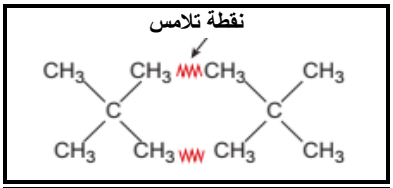
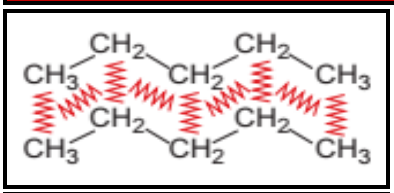
تحدث نتيجة دوران الشحنة الإلكترونية على أحد طرفى الجزىء بصورة أكبر من الطرف الآخر فيحدث إستقطاب لحظى ، فيقوم ثنائى القطب المؤقت هذا بتحفيز (حث) ثنائى قطب على جزيئات مجاورة .

وكنتيجة لذلك، ستكون هناك قوى جذب بين طرف يحمل شحنة (δ+) لثنائي قطب في أحد الجزيئات من جهة، وطرف يحمل شحنة (-δ) لثنائي قطب في جُزيء مجاور من جهة أخرى



عوامل تزيد قوى لندن للتشتت :

- ازدياد عدد الإلكترونات (والبروتونات) في الجُزيء.
- ازدياد عدد نقاط (مواقع) التلامس بين الجزيئات:

علل : اليود (صلب) والبروم (سائل) والفلور (غاز) ؟	علل : درجة غليان البنتان أعلى من 2,2- ثنائى ميثيل بروبان ؟	
كلما زاد عدد الإلكترونات تزداد قوى لندن للتشتت فيزيد التماسك بين الجزيئات وتزداد الصلابة . وبنفس السبب تزداد درجة غليان الغازات النبيلة بزيادة عدد الإلكترونات .		
	2,2- ثنائى ميثيل بروبان	البنتان
	(درجة غليانه 10°C)	(درجة غليانه 36°C)
	لأن بزيادة عدد نقاط التلامس بين الجزيئات تزداد قوى لندن للتشتت ويزداد جذب الجزيئات وترتفع درجة الغليان .	

علل : يمتلك البولى إيثيلين (مرتفع الكثافة) درجة إنصهار أكبر من البولى إيثيلين (منخفض الكثافة) ؟

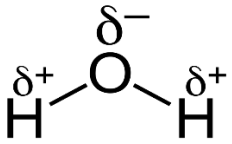
لأن البولى إيثيلين (مرتفع الكثافة) يمتلك مناطق بلورية أكثر، فتكون الجزيئات أقرب إلى بعضها البعض ، فتزيد قوى لندن للتشتت

قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم

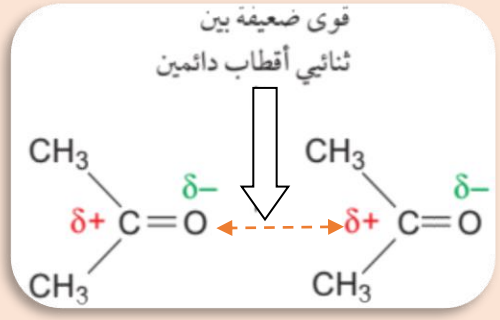
(pd – pd forces)

هي قوى جذب تنشأ بين الجزيئات القطبية تنتج من ثنائيات أقطاب دائمة في الجزيئات .

علل : ينجذب خيط رفيع من الماء نحو مشط بلاستيك مشحون كهربيا ؟



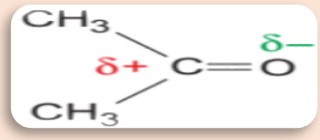
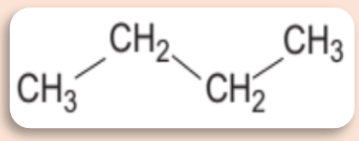
لأن الماء مركب قطبى له طرف هيدروجين (+) وطرف أكسجين (-) فينجذب إلى المشط البلاستيك المشحون (أيا كانت شحنته) .



البروبانون (الأسيتون)

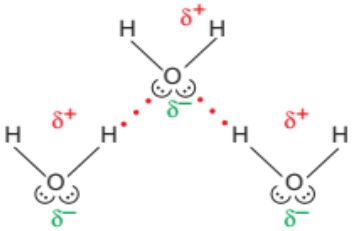
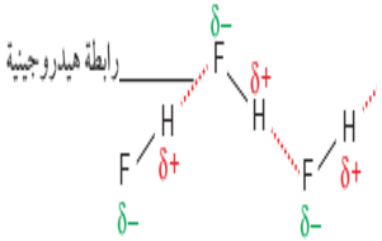
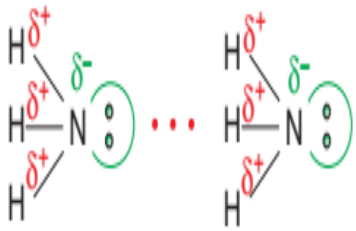
علل :
درجة غليان البروبانون أعلى من البيوتان ، رغم تساويهما في الكتلة المولية ؟

لأن (قوى ثنائى القطب الدائم – ثنائى القطب الدائم) في البروبانون أقوى من (قوى ثنائى القطب اللحظى – ثنائى القطب المستحث) في البيوتان .
لذلك البروبانون (سائل) بينما البيوتان (غاز) في درجة حرارة الغرفة .

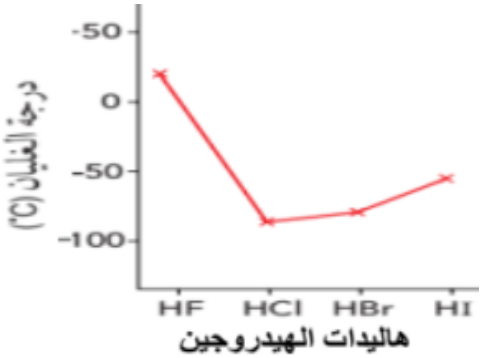
	
بروبانون	بيوتان
درجة غليانه 56 °C	درجة غليانه 0 °C

٣-٧ الرابطة الهيدروجينية

هي رابطة تنشأ بين المركبات التي تحتوى على ذرة هيدروجين متحدة مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربية مرتفعة مثل (الفلور أو الأكسجين أو النيتروجين) والذرة الأخرى بها زوج حر من الإلكترونات .

وتعتمد عدد الروابط الهيدروجينة على :	الماء H_2O	فلوريد الهيدروجين HF	الأمونيا NH_3
			
(1) عدد ذرات الهيدروجين .	2	1	3
(2) عدد أزواج الإلكترونات المنفردة .	2	3	1
عدد الروابط الهيدروجينية	2	1	1
درجة الغليان	100 °C	20 °C	−33 °C

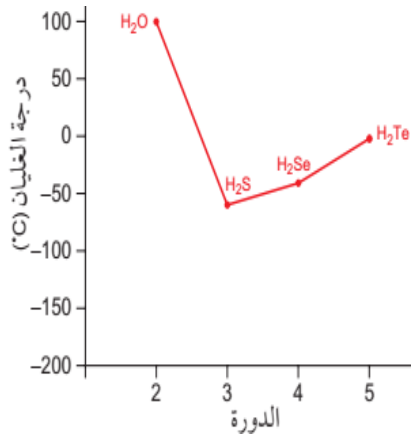
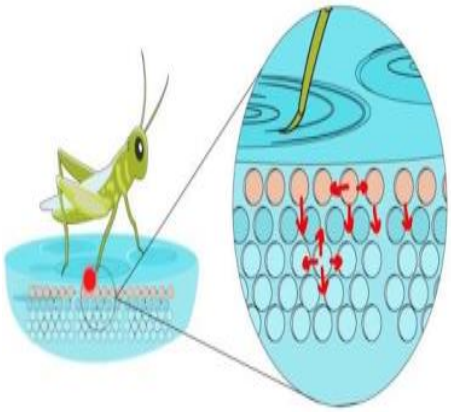
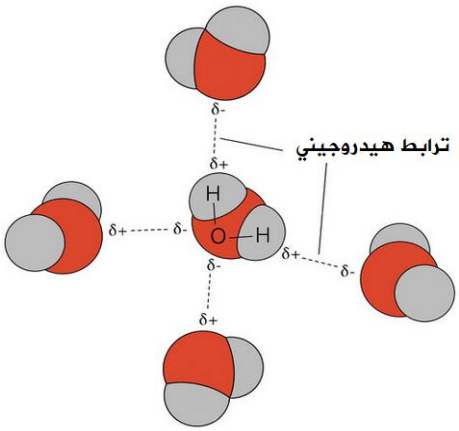
تأثير الرابطة الهيدروجينية على درجة الغليان



نلاحظ أن درجة غليان (فلوريد الهيدروجين) مرتفعة جدا عن باقي المركبات ، وذلك بسبب الروابط الهيدروجينية .

وبالنزول في المجموعة تزداد عدد الإلكترونات ويزداد حجم الجزيء فتزداد (قوى ثنائى القطب اللحظى – ثنائى القطب المستحث) فتزداد درجة الغليان تدريجيا .

الخصائص المميزة للماء

درجة الغليان	التوتر السطحى واللزوجة	الكثافة
		
علل : درجة غليان الماء مرتفعة جدا عن باقى المركبات في مجوعته ؟ وذلك بسبب : (1) الروابط الهيدروجينية . (2) (قوى ثنائى القطب اللحظى – ثنائى القطب المستحث)	يمتلك الماء توترًا سطحيًا ولزوجة مرتفعين نسبيًا نتيجة وجود الرابطة الهيدروجينية، حيث تعمل هذه الروابط على تقليل قدرة جزيئات الماء على الانزلاق بعضها فوق بعض، الأمر الذي يجعل لزوجة الماء مرتفعة. كما تعمل الروابط الهيدروجينية على تقليص حجم قطرات الماء لتصبح كروية، الأمر الذي يجعل التوتر السطحي للماء أكبر	**علل : الجليد رغم صلابته لكنه يطفو فوق الماء ؟** لوجود شبكة ثلاثية الأبعاد من جزيئات الماء مترابطة هيدروجينيا تكون فيها كل ذرة أكسجين محاطة برباعى أوجه من ذرات الهيدروجين . وبسبب طول الروابط الهيدروجينية فتتباعد جزيئات الماء وتزداد حجمها فتقل كثافة الجليد ويطفو .

٣-٨ الروابط والخصائص الفيزيائية

الحالة الفيزيائية

	المركبات الأيونية	الفلزات	المركبات التساهمية
الحالة	صلبة	صلبة (ما عدا الزئبق)	سائلة أو غازية
التفسير :	لوجود قوى كهروستاتيكية بين الأيونات (+) والأيونات (-) . ولأن الأيونات مرتبة في شكل منتظم داخل شبكة بلورية .	لوجود قوى جذب شديدة بين الأيونات (+) وبحر الإلكترونات الغير متمركزة المحيطة .	لأن القوى بين الجزيئات ضعيفة . بعض المواد تكون صلبة مثل (اليود) : بسبب قوى ثنائى القطب اللحظى – ثنائى القطب المستحث .
درجة الإنصهار	مرتفعة	مرتفعة	منخفضة

الذوبانية

	المركبات الأيونية	الفلزات	المركبات التساهمية
الذوبان في الماء	تذوب	لا تذوب	لا تذوب
التفسير :	لأن الماء قطبى فينجذب إلى أيونات المركب الأيونى ، وتتولد بينهما قوى كهروستاتيكية تساعد في تفكيك وذوبان الأيونات في المحلول .	بسبب قوى الجذب الشديدة بين الأيونات والإلكترونات الغير متمركزة في الفلز ، فلا تستطيع جزيئات الماء تكوين روابط مع الأيونات .	لأن المركبات الغير قطبية مثل (اليود) لا تنجذب للماء . أما المركبات التي تكون روابط هيدروجينية مثل (الإيثانول) تذوب في الماء .

التوصيل الكهربائي

	المركبات الأيونية	الفلزات	المركبات التساهمية
المواد الصلبة	لا توصل	توصل	لا توصل
التفسير :	لأن الأيونات ثابتة في الشبكة البلورية .	بسبب حركة الإلكترونات الغير متمركزة بسهولة خلال التركيب الفلزى .	لأنها لا تمتلك أيونات أو إلكترونات متحركة .
المصهور	يوصلان	توصل	لا توصل
التفسير :	بسبب حركة الأيونات الحرة .	بسبب حركة الإلكترونات الغير متمركزة بسهولة خلال التركيب الفلزى .	لأنها لا تمتلك أيونات أو إلكترونات متحركة .

تمت بحمد الله وتوفيقه

إعداد

أ / محمد الحسيني

93936601

موقع كنز العلوم kanz3.com