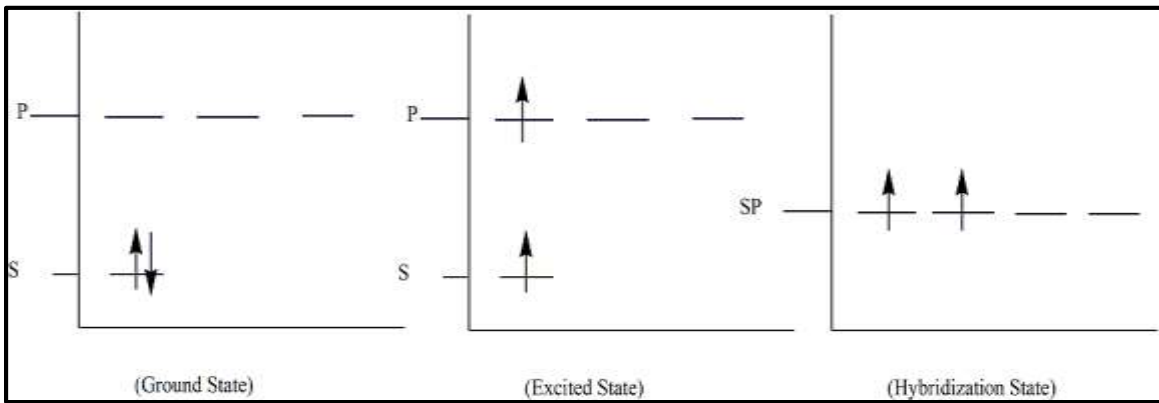


أشكال بعض المركبات اللاعضوية البسيطة

المركبات اللاعضوية البسيطة يمكن أن تأخذ أشكال متعددة بحسب عدد الذرات المؤلفة للجزيئة وتكافؤ الذرة المركزية وسوف نتطرق إلى بعض مركبات عناصر البيريليوم والبورون والكاربون البسيطة للتعرف إلى أهم الأشكال التي يمكن تتشكل بها الجزيئات اللاعضوية البسيطة حيث يمكن تقسيمها إلى الأشكال الرئيسية التالية:-

(1) جزيئات مستقيمة ثلاثية الذرة (Linear):-

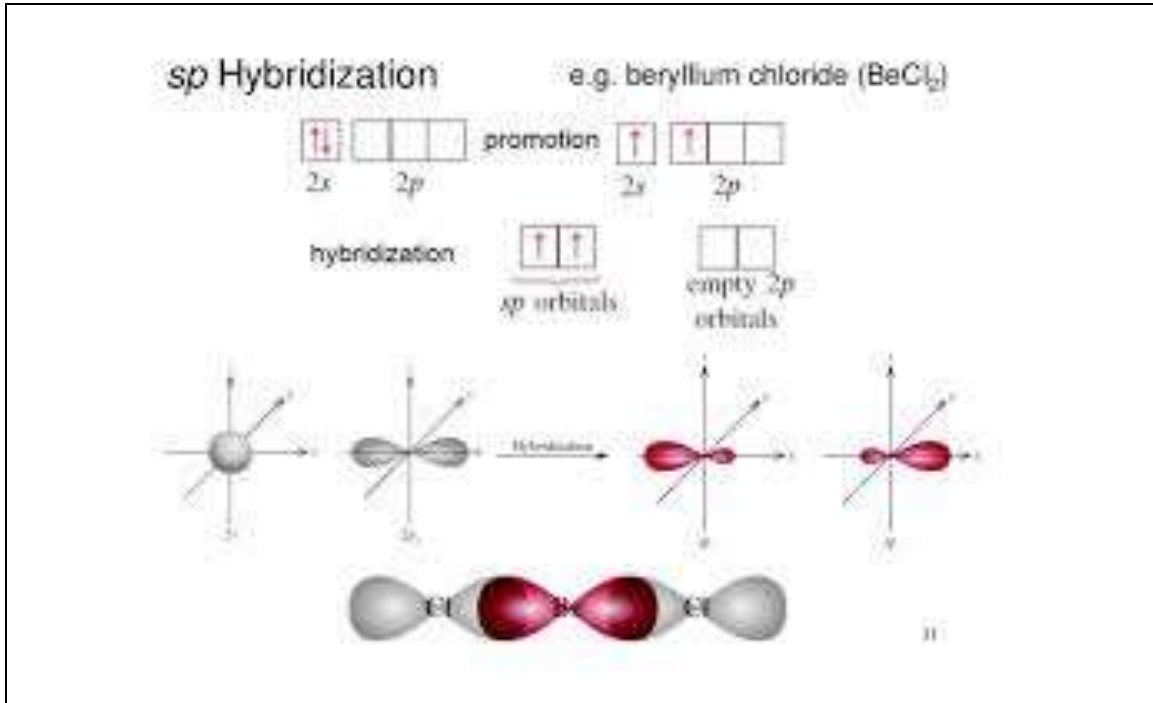
العدد الذري لعنصر البيريليوم هو (4) حيث يكون الترتيب الإلكتروني له $(1s^2 2s^2)$ للوهلة الأولى فأن الترتيب الإلكتروني للبيريليوم يوحي لنا بأنه يشابه الترتيب الإلكتروني للغازات الخاملة إلا إن وجود أوربيتال $(2p)$ الفارغ يجعل منه قادراً على التفاعل (غير خامل) فبإعطاء ذرة البيريليوم طاقة كافية لتحفيز أحد إلكترونات الأوربيتال $(2s^2)$ إلى أوربيتال $(2p)$ الفارغ فسوف تتولد الحالة المحفزة $(1s^2 2s^1 2p_x^1)$ وكما موضح بالشكل التالي:-

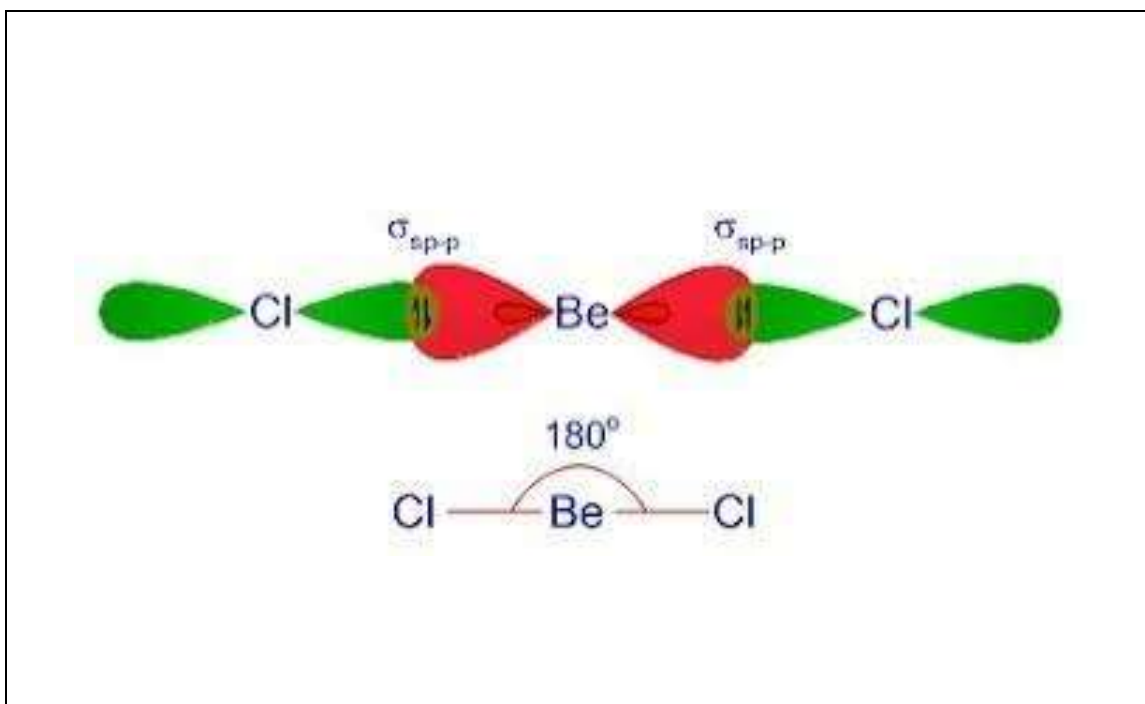


ويمكن لكل من هذين الأوربيتالين $(2s^1)$ والأوربيتال $(2p^1)$ أن يتداخل مع أوربيتال ذري آخر يحتوي إلكترون منفرد من ذرة أخرى مهاجمة (وكمثال سوف نأخذ أحد عناصر زمرة الهالوجينات كالكلور) ليعطي الجزيئة (BeX_2) . حيث تتكون الأواصر من خلال تداخل أوربيتال $(2p_x)$ من ذرة البيريليوم مع أوربيتال $(3p_x)$ المتضمن إلكترون منفرد لذرة الكلور وتتكون أصرة من نوع سيكما (σ) ، أما

المحاضرة الرابعة عشرة

الآصرة الثانية فتتكون من تداخل أوربيتال ($2s^1$) لذرة البيريليوم مع أحد الأوربيتالات ($3p_x$) لذرة كلور أخرى وهذه الآصرة ايضاً تكون من سيكما (σ). ويكون تهجين الأوربيتالات من نوع (sp) نتيجية لتداخل كما موضح بالشكل التالي:-





(2) جزيئات مثلثة مستوية (Trigonal Planar) :-

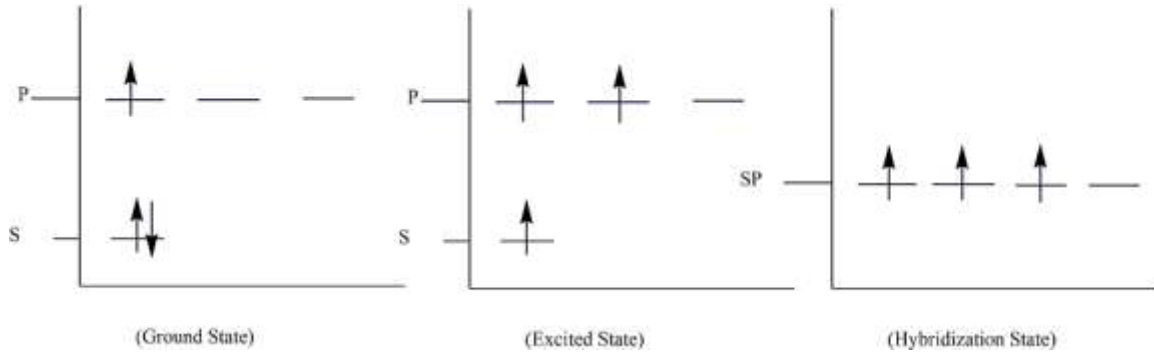
في جزيئة (BCl₃) وجد أن الأواصر الثلاثة تقع في نفس المستوى وأن الزوايا بين كل أصرة أخرى هي (120) درجة.

الترتيب الإلكتروني يكون :-

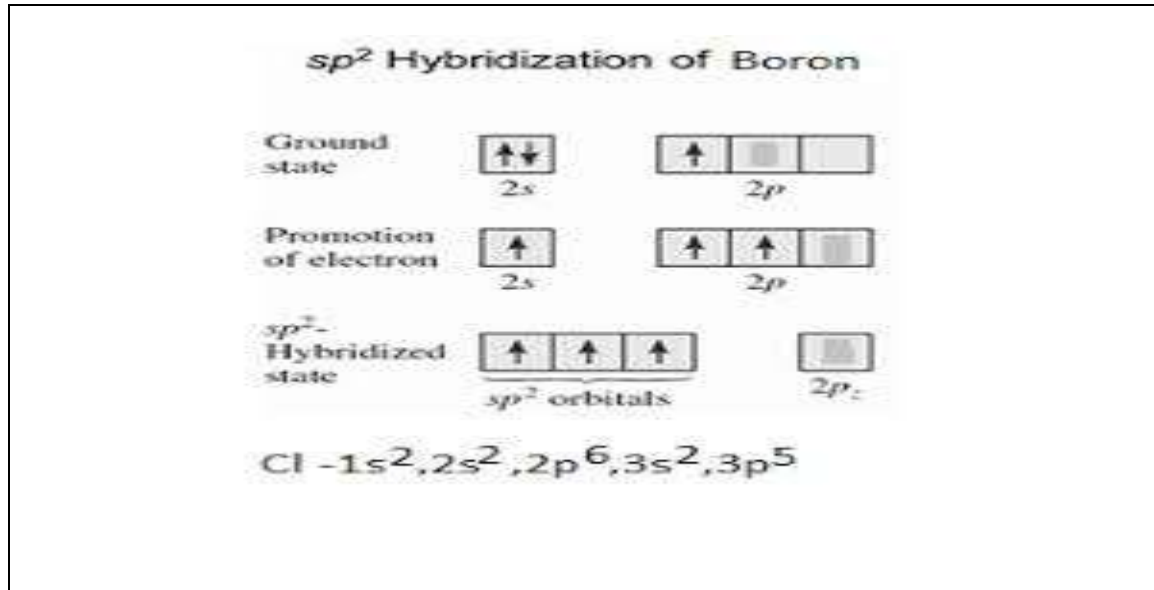
$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = \text{الترتيب الإلكتروني للكلور}$$

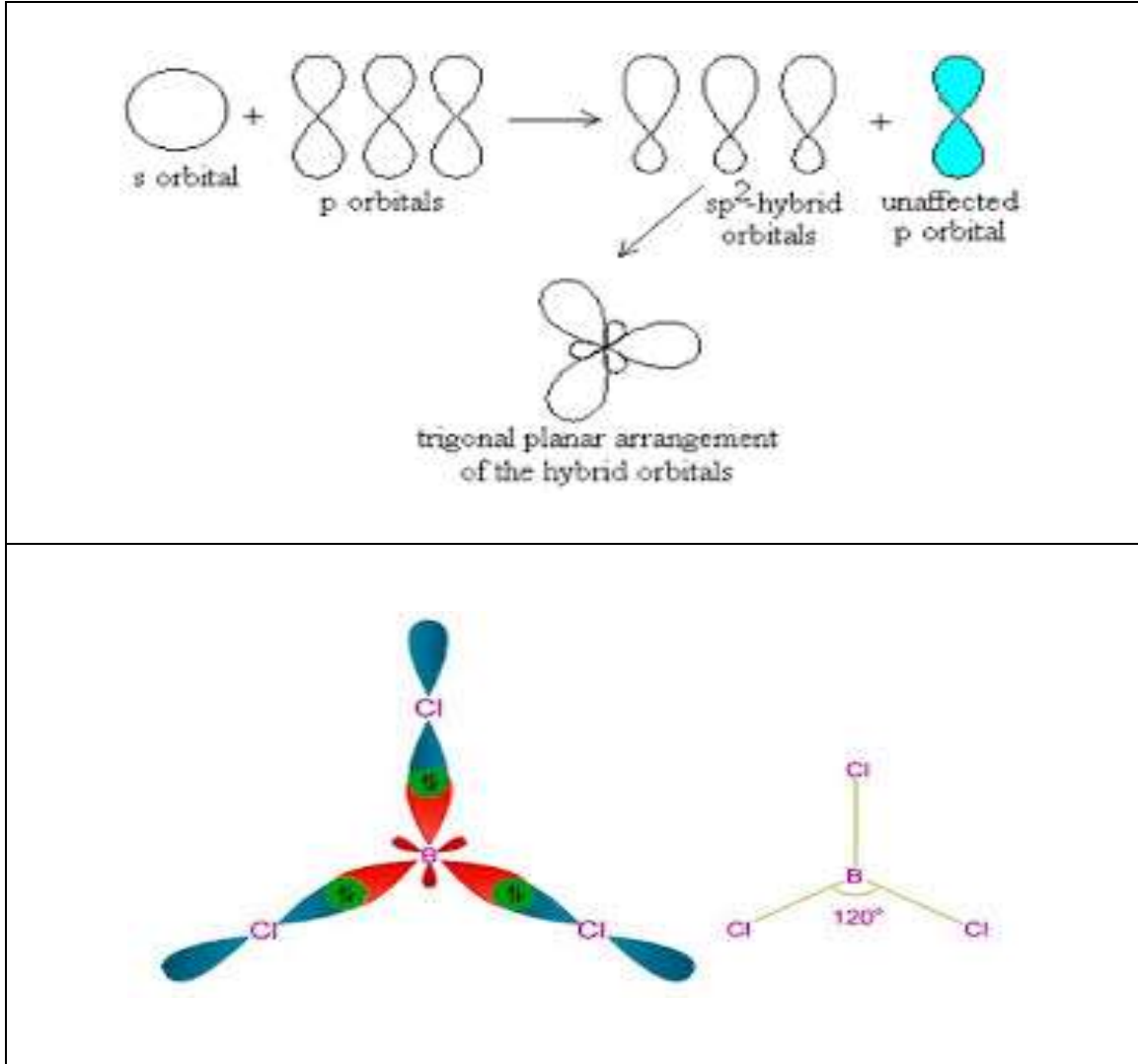
$$1s^2 2s^2 2p^1 = \text{الترتيب الإلكتروني للبورون}$$

وقياساً على ما سبق فأن:-



نلاحظ وجود ثلاث أوربيتالات ذرية منفردة الألكترونات بنهجين (sp^2) في مستوى واحد حيث تتداخل مع ثلاث أوربيتالات منفردة الألكترونات من ثلاث ذرات كلور مكونة ثلاث أواصر في مستوى واحد وينتج عنه جزيئة مثلثة مستوية.

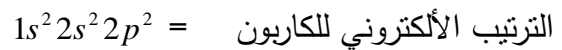




(3) جزيئات لها شكل رباعي السطوح (Tetrahedral):-

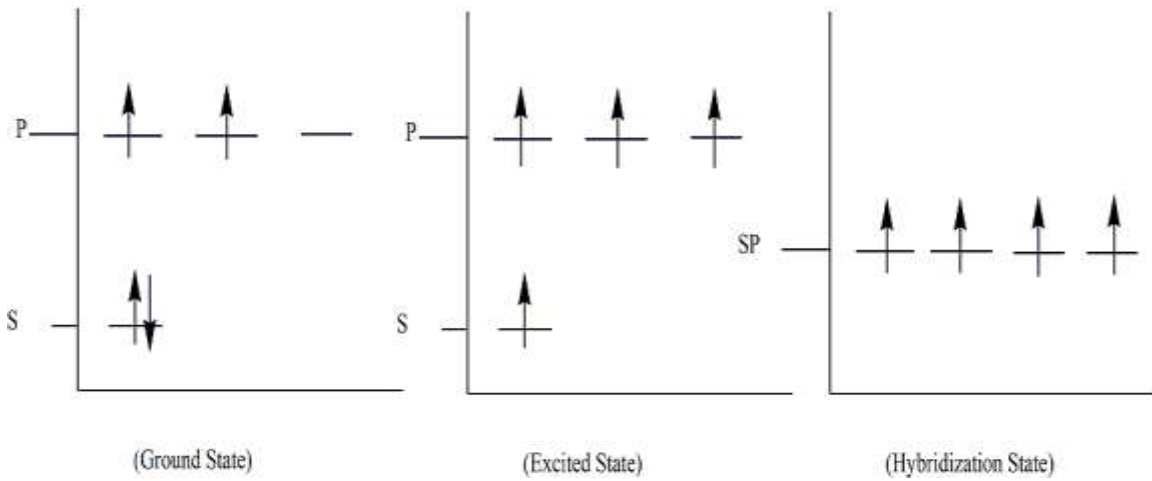
تتألف جزيئة الميثان من أربعة أواصر يكون اتجاهها الفراغي نحو أركان شكل رباعي السطوح والزوايا بين الأواصر يكون مساوي إلى (109)°.

الترتيب الألكتروني للكربون هو :-

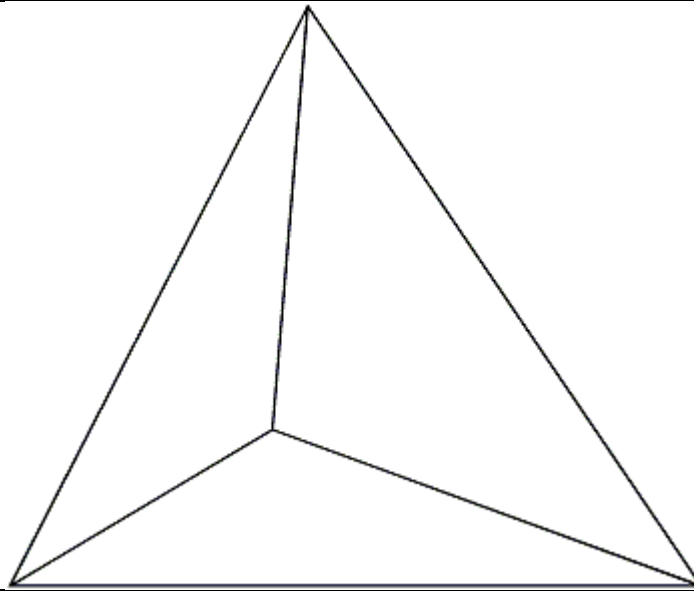
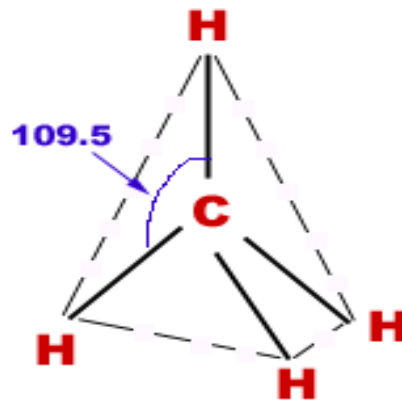
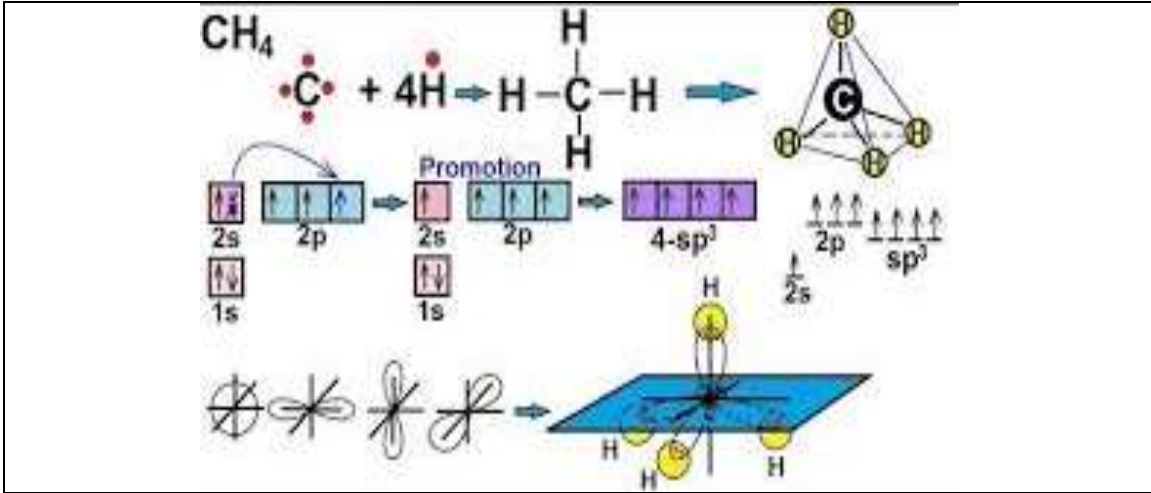


المرحلة الأولى
المحاضرة الرابعة عشرة

من المعروف إن الكربون يحتاج الى طاقة (تحفيز) حتى يتفاعل كونه يتمتع باستقرارية عالية ثم بعد مرحلة التحفيز يذهب الى مرحلة التهجين وتكوين أوامر مع عناصر ، ففي الحالة المستقرة يحتوي المدار الثاني على نوعين من الأوربيتالات ($2s^2$) والأوربيتال ($2p^2$) والالكترونات في ($2p^2$) تكون موزعة على النحو التالي ($p_x^1 p_y^1 p_z^0$) وفي الحالة المحفزة يرتقي ألكترون من أوربيتال (S) إلى أوربيتال (P) ويصبح الترتيب الألكتروني للمدار الثاني ($1s^1 2p_x^1 p_y^1 p_z^0$) والمخطط التالي يوضح عملية التهجين لذرة الكربون :-



والتهجين الناتج للكربون يكون (SP^3) وفيه أربعة أوربيتالات مهجنة منفردة الالكترونات يتجه كل أوربيتال في الفراغ نحو أحد أركان شكل رباعي السطوح وهذه تتداخل مع أربعة أوربيتالات من نوع (1S) لأربع ذرات هيدروجين معطية جزيئة الميثان التي يكون شكلها رباعي السطوح المنتظم وتوجد ذرة الكربون في مركز شكل رباعي السطوح وذرات الهيدروجين تكون في أركانه ، الزوايا تكون منتظمة وقياسها 109° .

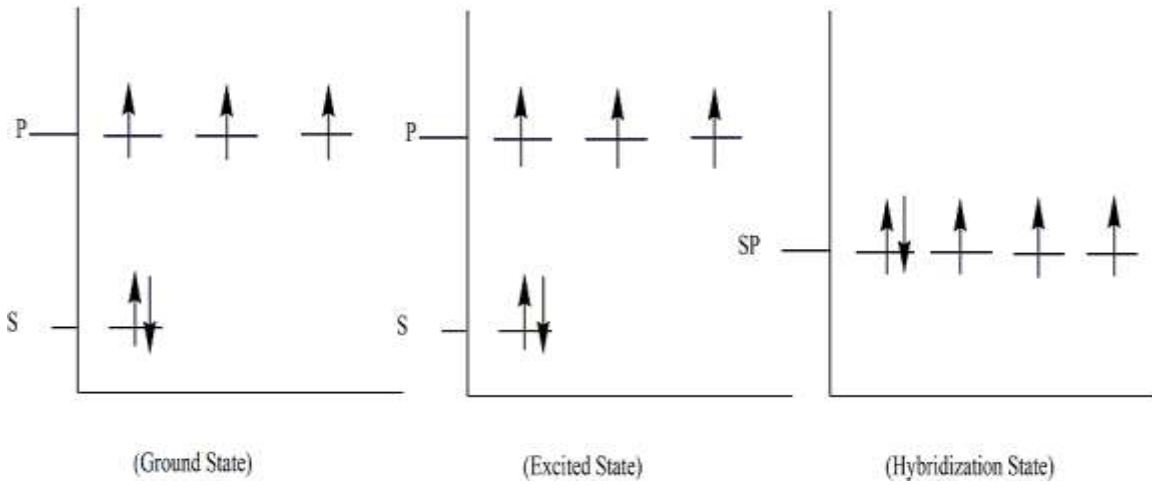


وهناك مركبات بسيطة أيضاً ممكن أن تأخذ شكل رباعي السطوح مثل جزيئة الأمونيا (NH_3) وجزيئة الماء (H_2O).

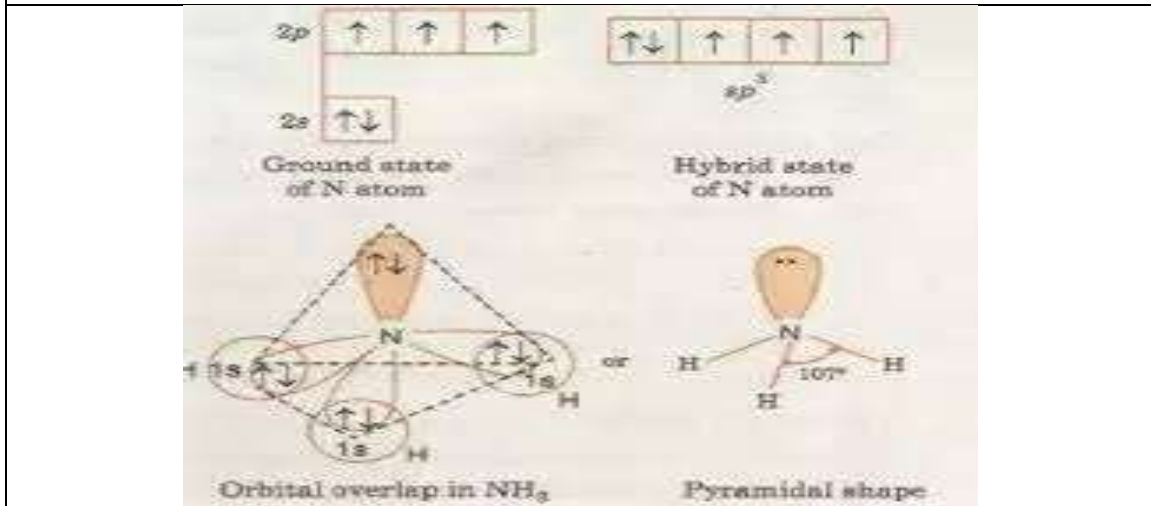
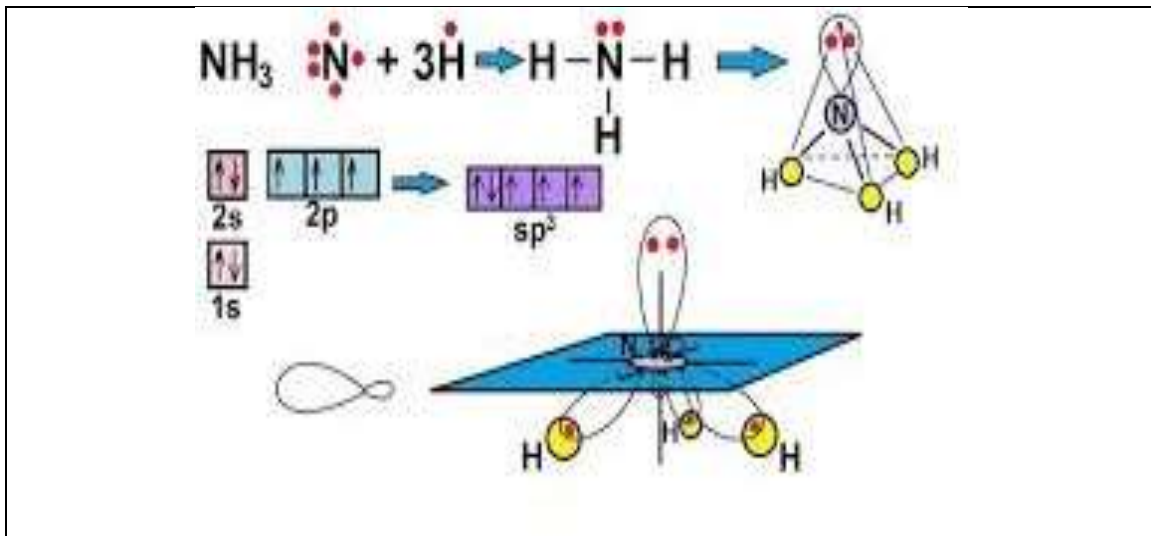
في حالة جزيئة الأمونيا:-

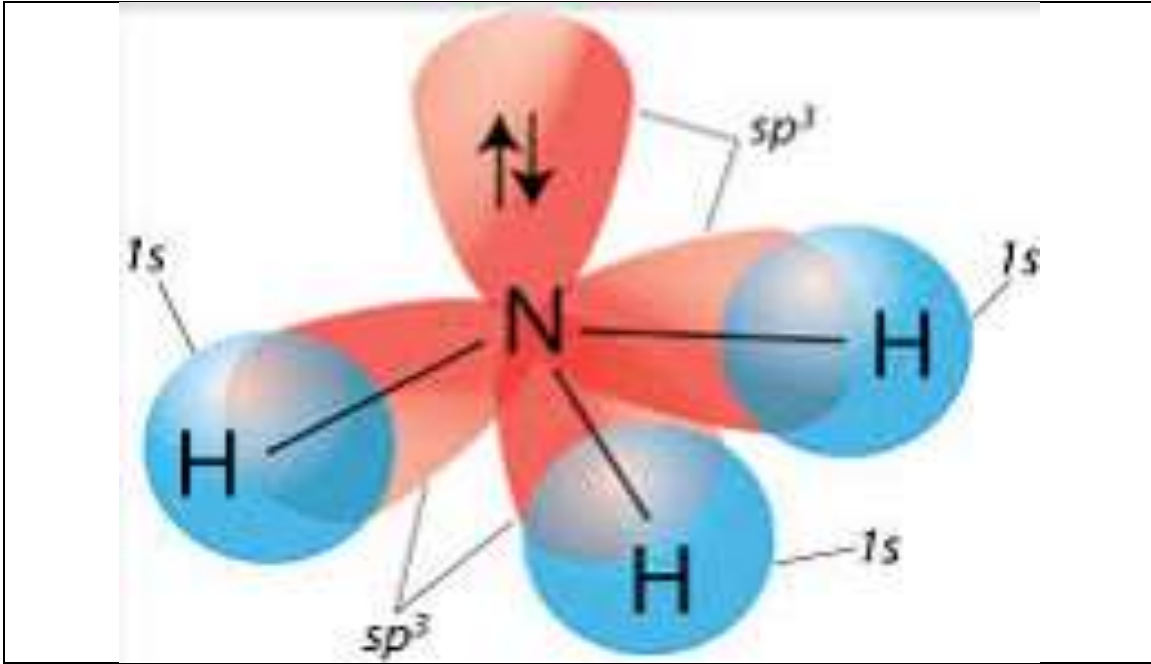
الترتيب الألكتروني للنتروجين هو:- $1s^2 2s^2 2p^3$

والتهجين يكون كالتالي:-



التهجين يكون من نوع (SP^3) حيث يتألف من أربعة أوربيبتالات مهجنة ثلاثة منها تحتوي ألكترون منفرد وأوربيبتال واحد يحتوي على مزدوج ألكتروني (Electron Pair) في هذه الحالة الشكل رباعي السطوح يكون فيه الزوايا (107°) والسبب يعود الى ان المزدوج الالكتروني الموجود في قمة الهرم ربيعي السطوح يحدث تنافر مع بقية الأوربيبتالات.

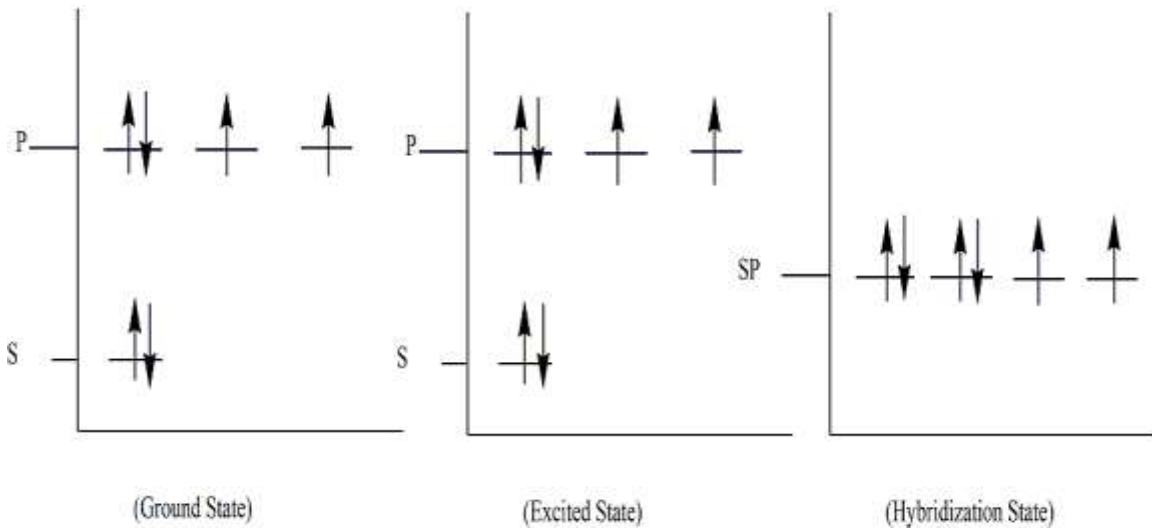




في حالة جزيئة الماء:-

الترتيب الألكتروني للأوكسجين هو:- $1s^2 2s^2 2p^4$

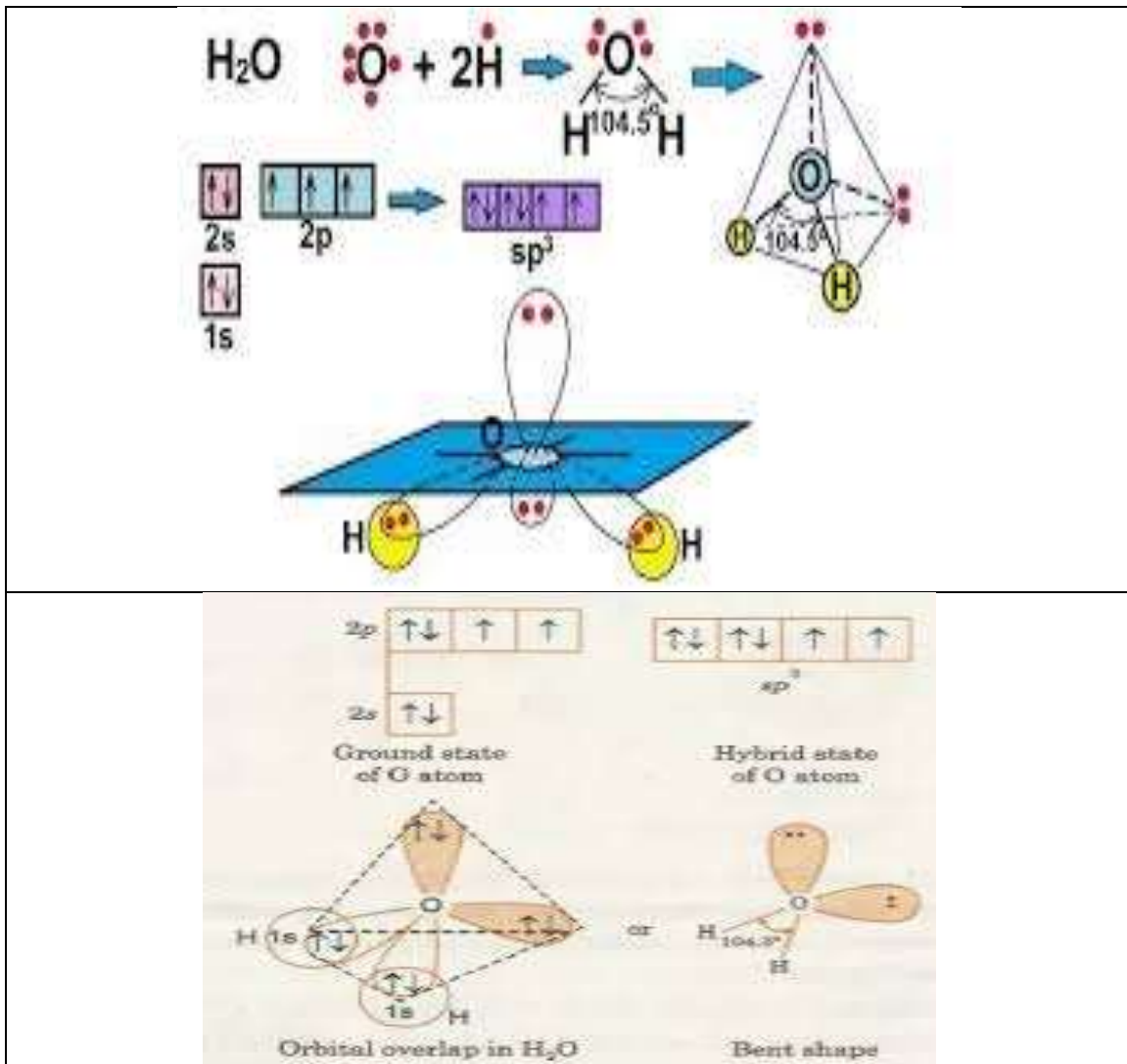
والتهجين يكون كالتالي:-

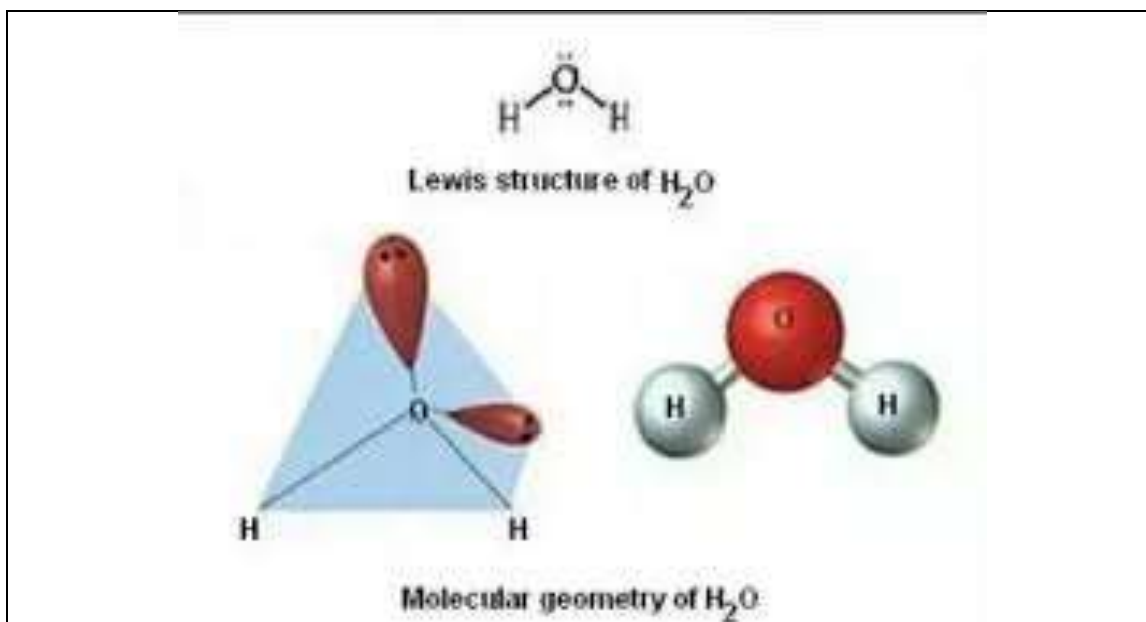


التهجين يكون من نوع (sp^3) حيث يتألف من أربعة أوربيتالات مهجنة أثنان منها تحتوي إلكترون منفرد وأوربيتالين اثنين تحتوي على مزدوجين إلكترونين (Electron Pair) في هذه الحالة الشكل

رباعي السطوح يكون فيه الزوايا (105)° والسبب يعود الى ان المزدوجين الالكترنيين يسببان تنافر مع بقية الأوربيبتالات أكبر مقارنة مع جزيئة الأمونيا. و قوة التنافر بين الازواج الألكترونية المنفردة والازواج الالكترونية التآصيرية تكون حسب الترتيب التالي:-

(((قوة التنافر بين مزدوج ألكتروني منفرد ومزدوج ألكتروني منفرد < قوة التنافر بين مزدوج ألكتروني منفرد وزوج الكتروني تآصيري < قوة التنافر بين زوج ألكتروني تآصيري وزوج ألكتروني تآصيري))))





أوربيتالات (d) وتكوين الأواصر:-

العناصر الانتقالية للدورة الثالثة من الجدول الدوري التي تحتوي على الكترونات في الأوربيتال (d) تكون جزيئاتها ذات أشكال هندسية مختلفة من أهم هذه الأشكال ما يلي:-

(1) هرم ثماني السطوح المنتظم (Octahedron) كما في المركبات (SF_6) و $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ حيث تتصل ست جزيئات أو جذور سالبة بالذرة المركزية. في هذه الجزيئات فإن الأوربيتالات التي تستخدمها الذرة المركزية في تكوين الأواصر هي أوربيتالات $(s, p_x, p_y, p_z, dx^2 - y^2, dz^2)$ بعد تهجينها فتعطي ست أوربيتالات مهجنة أو متكافئة تتجه في الفراغ بانتظام نحو أركان الهرم ثماني السطوح. في التهجين نوع (sp^3d^2) تكون جميع الأوربيتالات المهجنة تنتمي إلى نفس عدد الكم الرئيسي أي (nd^2, np^3, ns) كما في (SF_6) . أما إذا كان الأوربيتال (d) الداخل في التهجين ينتمي إلى المدار قبل الأخير في الذرة المركزية والأوربيتالات (S) و (P) تنتمي إلى المدار الأخير فان التهجين يكون في هذه الحالة من نوع (d^2sp^3) أي إن $(np^3, ns, (n-1)d^2)$ وفي حالة

التهجين الأول والتهجين الثاني فإن الشكل الهندسي للمركب يكون هو نفسه (هرم ثماني السطوح المنتظم).

(2) ثنائي الهرم المثلثي (Trigonal Bipyramid) أو هرم مربع القاعدة (Square Pyramid) في هذه المركبات تتصل خمس جزيئات أو جذور سالبة بالذرة المركزية.

(3) مربع مستوي (Square Planar) كما في المركبات البلاتين ثنائي التكافؤ حيث تتصل أربع جزيئات أو جذور سالبة بالذرة المركزية.

الجدول التالي يعطي ملخصاً لبعض الأوربيبتالات البسيطة والمهجنة وأمثلة لبعض المركبات التي تدخل هذه الأوربيبتالات في تكوينها:-

أوربيبتالات بسيطة		
أمثلة	نوع الأوربيبتال	
H ₂	S	
Cl ₂	P	
لا يستخدم وحده	D	
أوربيبتالات مهجنة		
شكل الجزيئة	أمثلة	نوع التهجين
مستقيمة	HgCl ₂	SP
مثلث مستوي	BCl ₃	SP ²
رباعي السطوح	CH ₄	SP ³
مربع مستوي	K ₂ PtCl ₄	dsp ²
ثنائي الهرم المثلثي	PCl ₅	sp ³ d أو dsp ³
ثماني السطوح	[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	sp ³ d ² أو d ² sp ³

أواصر باي (π - Bonds) :-

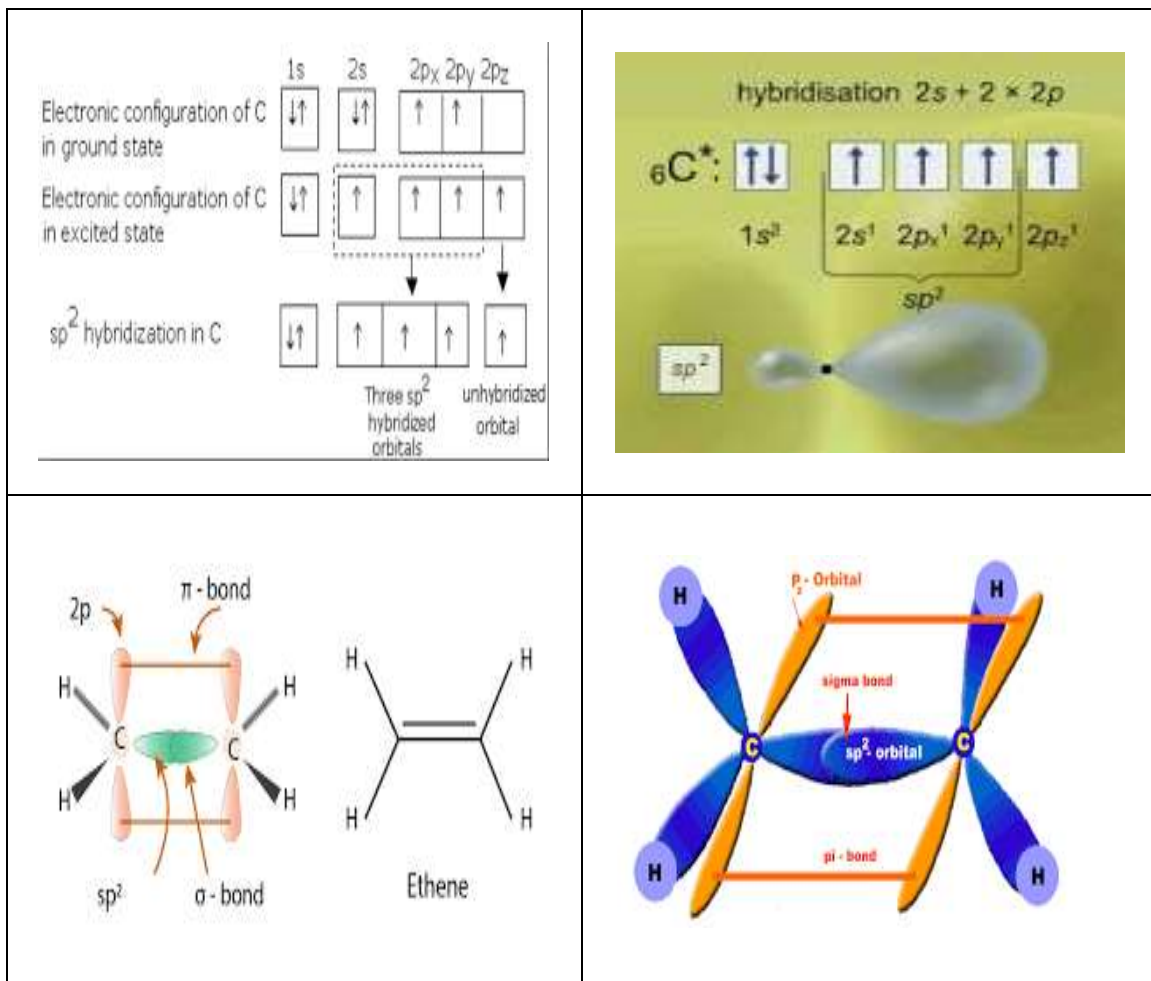
عندما ترتبط ذرتان بأكثر من آصرة فإنه يحدث تداخل بين أكثر من زوج من الألكترونات وتبعاً لذلك سوف تنقسم الأوربيتالات المتداخلة الى نوعين رئيسيين هما (σ) و (π) تبعاً لمانثها الفراغي ، فمثلاً في جزيئة النتروجين هنالك ثلاث أواصر تربط بين ذرتي النتروجين. إحدى هذه الأواصر تكون من نوع سيكما (σ) وتنتج من تداخل أوربيتال (P_x) من ذرة نتروجين مع أوربيتال (P_x) من ذرة نتروجين أخرى والتداخل يكون على محور الجزيئة (المحور السيني ، محور X) والأوربيتالين يكونان على نفس الامتداد. أما الأصرتين الثانية والثالثة فتكونان من نوع (π) وتنتجان من تداخل أوربيتالي (P_y , P_z) من ذرة نتروجين مع أوربيتالي (P_y , P_z) من ذرة نتروجين أخرى حيث ان التداخل يكون على جانبي محور الجزيئة وليس على محور الجزيئة نفسها.

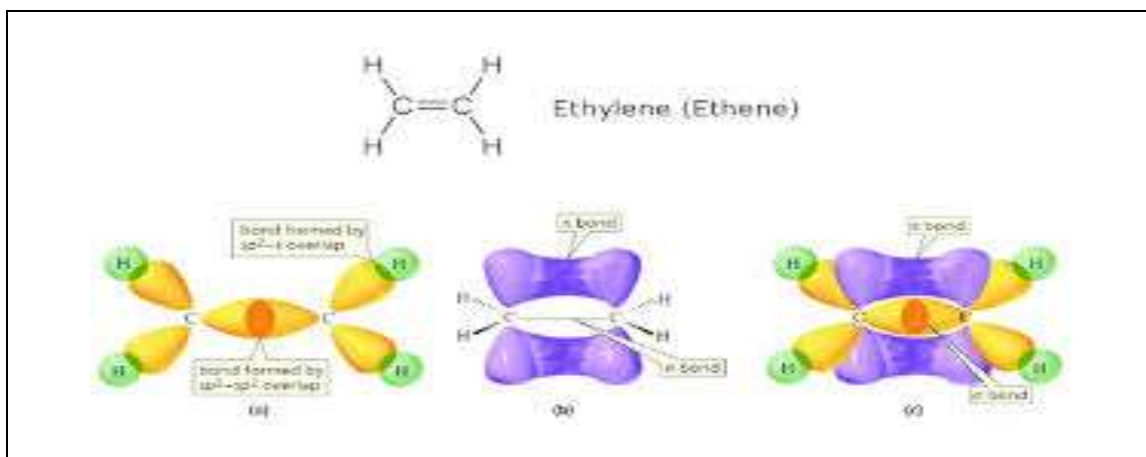
ولغرض توضيح طريقة تكوين أواصر نوع باي (π) سوف نتطرق إلى جزيئة الأثيلين كمثال معروف ومألوف. من المعروف أن جزيئة الأثيلين تتكون من ست ذرات (أربعة ذرات هيدروجين وذرتي كاربون) إن الذرات الستة هذه تقع كلها في نفس مستوى الجزيئة وان جميع الزوايا بين الأواصر تكون مساوية إلى (120°) والسبب يعود إلى تهجين ذرتي الكاربون في هذه الحالة من نوع (SP^2) حيث يتم تهجين أوربيتال ($2S$) مع اثنين من أوربيتالات ($2P$) وهي ($2P_x , 2P_y$) معطية ثلاث أوربيتالات مهجنة من نوع (SP^2) وجميع هذه الأوربيتالات تقع في نفس مستوى الجزيئة لذلك فإن تداخل هذه الأوربيتالات مع مثيلاتها من ذرة الكاربون الثانية سوف يحدث في نفس مستوى الجزيئة أيضاً ، أما الأوربيتال المتبقي دون ($2P_z$) فإن محوره يكون عمودي على مستوى الجزيئة (أي يكون أحد فصيه فوق مستوى الجزيئة والفص الثاني يكون أسفل مستوى الجزيئة) والتداخل يحدث فوق وأسفل مستوى الجزيئة (أي بشكل عمودي) وبذلك يكون في جزيئة الأثيلين :-

(1) أربعة أواصر من نوع سيكما (σ) ناتجة من تداخل أربعة أوربيتالات مهجنة (SP^2) من ذرتي كاربون مع أوربيتالات (S) لأربعة ذرات هيدروجين.

(2) أصرة من نوع سيكما (σ) ناتجة من تداخل أوربيتالان مهجانان (SP^2) من ذرتي كربون.

(3) أصرة من نوع باي (π) ناتجة من التداخل الجانبي لأوربيتالات (Pz) غير المهجنة ويكون هذا النوع من الأواصر أضعف من أواصر سيكما (σ) وهذا يفسر فعالية الأثيلين.



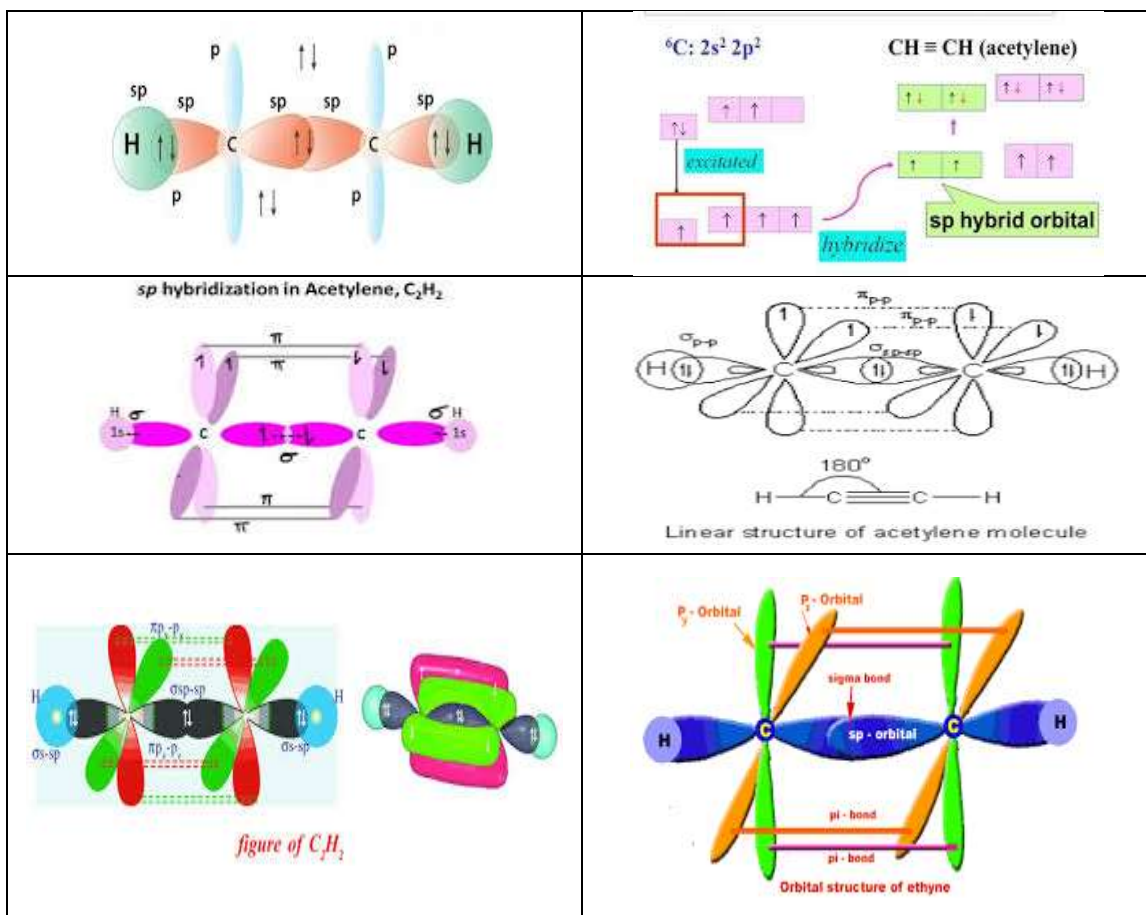


وقياساً إلى ما سبق ذكره فأن جزيئة الأستيلين المستقيمة الشكل يكون التهجين في ذرات الكربون الداخلة في تكوين هذه الجزيئة هو من نوع (SP) ، أي إن كل ذرة كربون يكون فيها أوربيتالان داخلان في التهجين هما أوربيتال (S) وأوربيتال (Px) بالإضافة إلى ذلك يوجد أوربيتالين غير مهجنين هما (Py & Pz) وبذلك يكون في جزيئة الأستيلين ما يلي:-

1. أصرتان من نوع سيكما (σ) ناتجتان عن تداخل أوربيتالان مهجنان من نوع (SP) من ذرتي كربون مع أوربيتالين من نوع (1s) من ذرتي هيدروجين.
2. أصرة واحدة من نوع سيكما (σ) ناتجة عن تداخل أوربيتالان مهجنان نوع (SP) من ذرتي كربون.
3. أصرتان من نوع باي (π) ناتجتان عن تداخل أوربيتالي (Pz & Py) غير المهجنين.

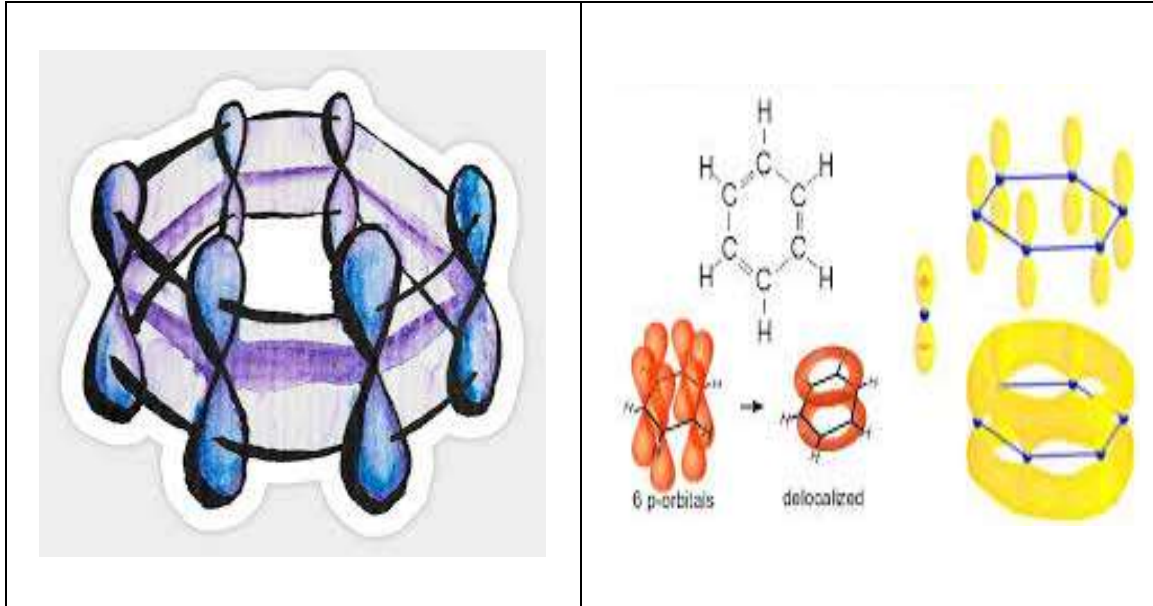
من الجدير بالذكر إن الكثافة الألكترونية في جزيئة الأستيلين الناتجة عن أصرتي باي (π) لا توجد فقط على جانبي الجزيئة كما في جزيئة الأثيلين بل يكون لها تماثل أسطواني حول محور الجزيئة.

المحاضرة الرابعة عشرة

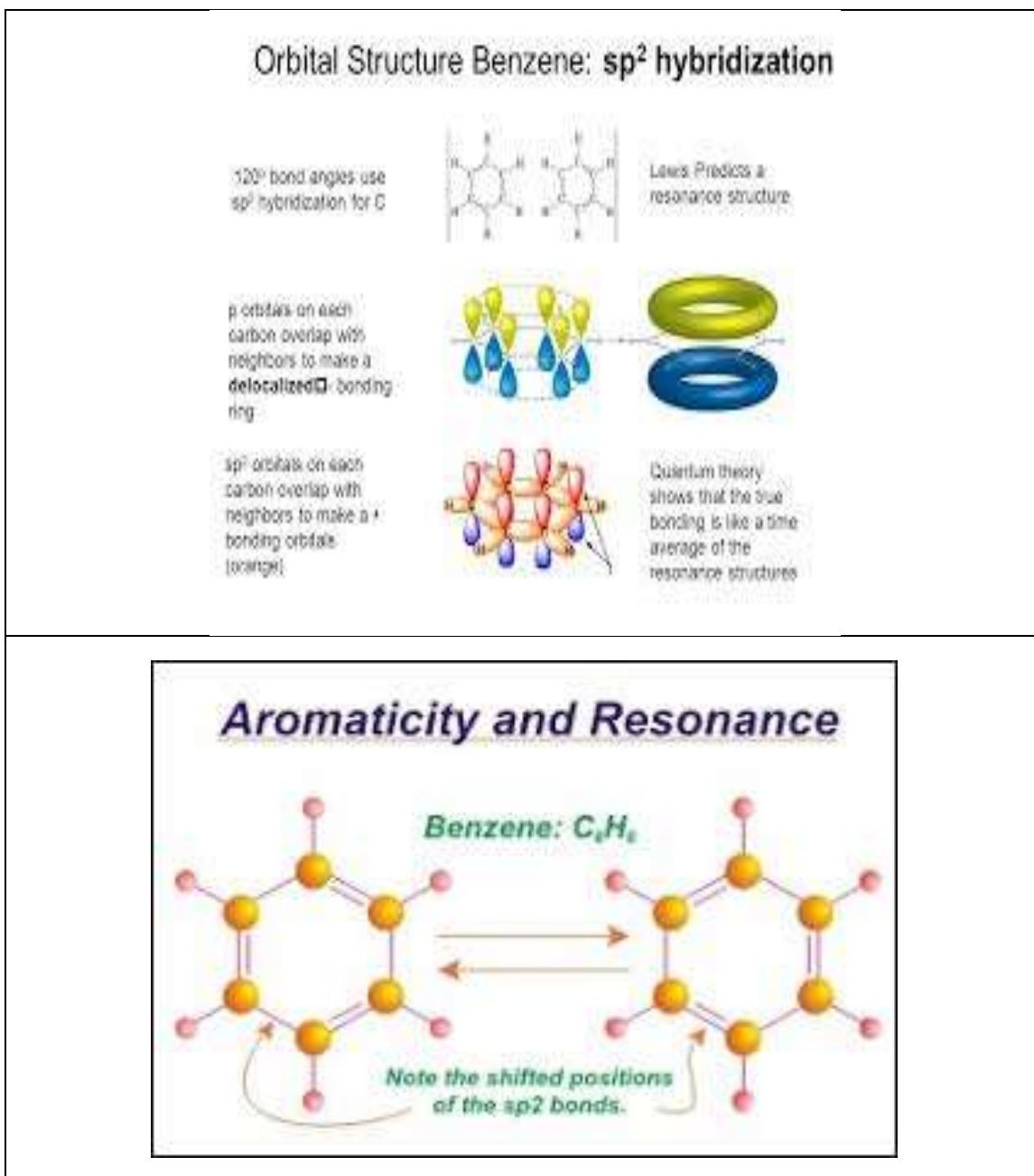


في حالة جزيئة الأثيلين وجزيئة الأستيلين تكون الكثافة الألكترونية بين ذرتي الكربون لأوربيتالات باي (π) تكون متمركزة (Localized) بين ذرتي الكربون أما في حالة جزيئة البنزين (C_6H_6) (π) فأن الكثافة الألكترونية تكون غير متمركزة (Delocalized) .

يكون تهجين ذرات الكربون في جزيئة البنزين من نوع (SP^2) وتقع جميع ذرات الكربون في مستوي واحد حيث الزوايا تكون (120°) وتوجد ست أوربيتالات غير مهجنة (Pz) محاورها عمودية على مستوى الجزيئة كما توجد ثلاث أواصر من نوع (π) بين ذرات الكربون وتكون غير متمركزة وبذلك يمكن تمثيل جزيئة البنزين كما في الاشكال التالية:-



إن طاقة أوربيتالات (π) غير المتمركزة أقل من طاقة أوربيتالات (π) المتمركزة والفرق بين الطائقتين يسمى طاقة عدم التمركز (Delocalization Energy) وهي تقابل وتساوي تماماً طاقة الرزونانس حسب مفهوم نظرية أصرة التكافؤ (Valence Bond Theory VBT) .



مما سبق ذكره يمكن التوصل إلى الخلاصة التالية:-

إن شكل الجزيئة يحددها العوامل التالية:-

1- عدد أوامر سيكما (σ) التي تكونها الذرة المركزية.

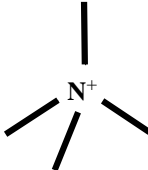
2- نوع التهجين الذي تدخل فيه أوربيتالات الذرة المركزية.

وبتطبيق هذه القواعد على مركبات الكاربون نجد أن هذه المركبات يمكن أن يكون لها الأشكال التالية:-

$H-C\equiv C-H$			الجزئية
$O=C=O$			الجزئية
2	3	4	عدد أواصر سيكما
SP	SP ²	SP ³	التهجين
مستقيم	مثلث مستوي	رباعي السطوح	الشكل

والجدول التالي يلخص أشكال بعض المركبات التي تكونها عناصر الدورة الثانية باستثناء الليثيوم:-

هرم رباعي السطوح فيه ثلاث أزواج منفردة	هرم رباعي السطوح فيه زوجان منفردان	هرم رباعي السطوح فيه زوج الكتروني منفرد	هرم رباعي السطوح	مثلث مستوي	مستقيم
					-Be-
					-C≡
					=C=

					
--	--	--	--	--	--

وسوف نحاول اتعرض بعض المركبات التي تكونها عناصر الزمر المختلفة في الجدول بصورة مختصرة:-

1- الليثيوم والعناصر القلوية:-

تكوّن عناصر هذه الزمرة مركبات أيونية لعدة أسباب:-

- أ- الحجم الذري كبيرة نسبياً لعناصر هذه الزمرة.
- ب- يعتبر جهد تأين عناصر هذه الزمرة منخفض نسبياً مقارنة مع بقية عناصر الدورة.
- ت- المدار الأخير لكل عنصر من عناصر هذه الزمرة يحتوي إلكترون واحد فقط.

لذلك فأن مركباتها لا تتكون من جزيئات بالمعنى المفهوم بل من أيونا وأزواج أيونية (Ion Pair) مع إنه وجد في عام 1964 أن أثيل ومثيل الليثيوم (Li-CH_3 , $\text{Li-C}_2\text{H}_5$) مركبات تساهمية ويكون شكل الجزيئة هو هرم رباعي السطوح.

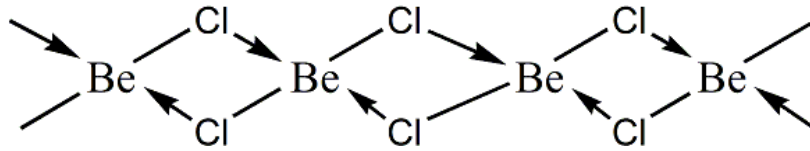
2- البريليوم وعناصر الأتربة القلوية:-

يميل البريليوم إلى تكوين مركبات تساهمية وذلك بسبب زيادة الشحنة المؤثرة للنواة التي تعمل على جذب إلكترونات الطبقة التكافؤية مما يجعل:-

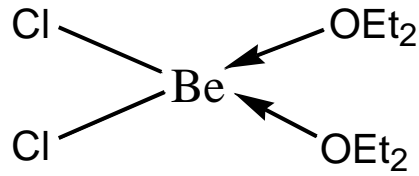
- أ) الحجم الذري صغير وبالمقارنة مع الليثيوم نجد أن نصف قطر ذة البريليوم (0.89 أنكستروم) بينما نصف قطر ذرة الليثيوم (1.23 أنكستروم).
- ب) جهد التأين مرتفع حيث أن جهد التأين الأول للبريليوم (214.8 كيلوسعرة لكل مول) في حين أن جهد التأين الأول لليثيوم (124.2 كيلوسعرة لكل مول).

أما إذا إتجهنا من الأعلى إلى الأسفل في زمرة البريليوم فسنجد أن الحجم الذري يزداد يرافقه إنخفاض في جهد تأين المغنيسيوم والكالسيوم والسنترونتيوم والباريوم مما يسبب زيادة الخواص الأيونية في مركبات هذه العناصر. لقد وجد أن البريليوم يتميز عن بقية عناصر هذه المجموعة من حيث أن غالبية مركباته تكون تساهمية والعدد التناسقي لها هو (4) وفيما يلي بعض الأمثلة:-

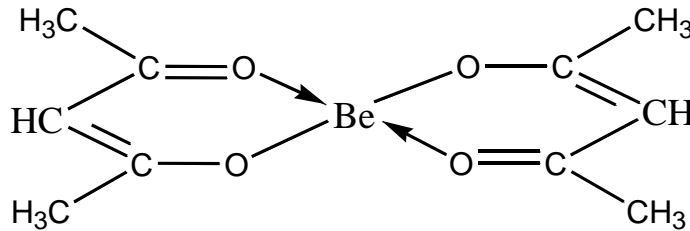
(أ) كلوريد البريليوم في الحالة الصلبة:-



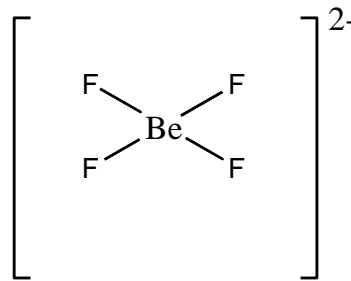
(ب) كلوريد البريليوم ثاني أثيل إيثر:-



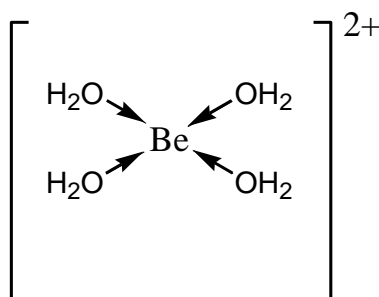
(ج) بريليوم ثاني أسيتايل أسيتون:-



(د) أيون رابع فلوروبريلات البريليوم:-



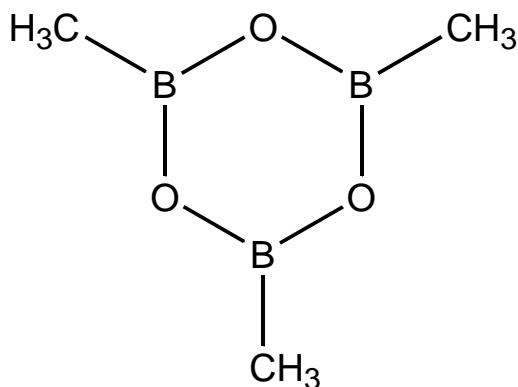
(هـ) أيون البريليوم المميه:-



3- البورون وعناصر الزمرة الثالثة:-

في هذه الزمرة يكون البورون مركبات تساهمية أما بقية عناصر هذه الزمرة فانها تكون مركبات أيونية حيث تقل الخواص التساهمية وتزداد الخواص الأيونية لعناصر هذه الزمرة كلما إتجهنا إلى أسفل هذه الزمرة. فعلى سبيل المثال عنصر الألمنيوم يكون مركبات تقل صفاتها التساهمية عن مركبات البورون.

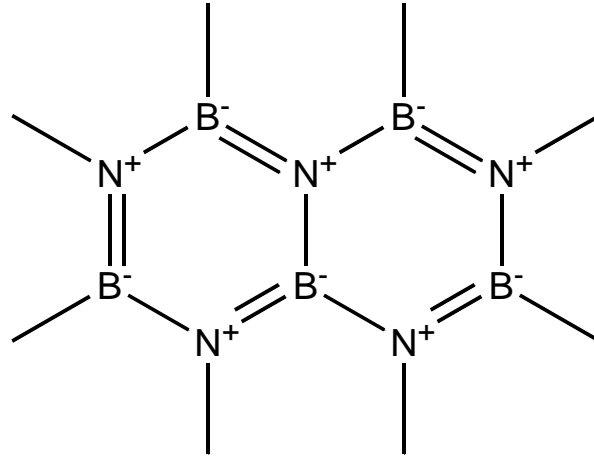
إن الشكل الهندسي لجميع مركبات البورون البسيطة هو المثلث المستوي مثل $(\text{BF}_3, \text{BCl}_3, \text{BBR}_3)$ حيث تكون الزوايا (120°) إلا إن هنالك مركبات يتصل فيها البورون بذرات مختلفة وفي هذه المركبات تختلف الزوايا قليلاً عن (120°) مثل $(\text{CH}_3\text{BF}_2, \text{C}_6\text{H}_5\text{BCl}_2)$ حيث الزاوية تكون (118°) كما ويكون البورون أيضاً مركبات حلقيّة مستوية مثل:-



يوجد للبورون مركبان يسترعيان الانتباه هما:-

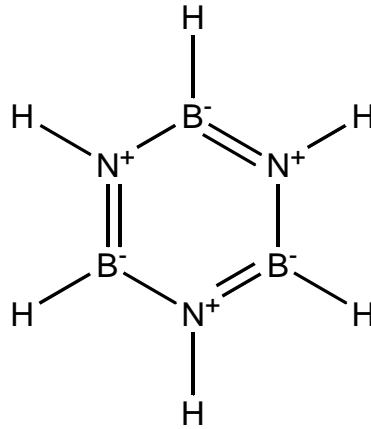
(1) **نتريد البورون:-** ويحضّر من خلال تسخين البورون في جو من النتروجين عند درجة حرارة

مرتفعة للغاية حيث تتكون جزيئة كبيرة هي:-

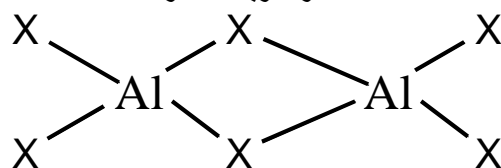


تهجين ذرات البورون والنيتروجين في هذا المركب هو من نوع (SP^2) ويتبقى في كل من البورون والنيتروجين أوربيتال فارغ من نوع (P) غير مهجن يشترك في تكوين الأواصر المزدوجة من نوع (π) غير متمركزة بل تنتشر فوق وتحت هيكل الجزيئة.

(2) البورازول أو البورازين:- ويلقب بلقب البنزين اللاعضوي ($Borazol B_3N_3H_6$) يحضر هذا المركب من خلال تفاعل الأمونيا (NH_3) مع هيدريد البورون (B_2H_6) عند درجة حرارة $(200)^\circ C$:-



على العكس من البورون فأن جميع مركبات الألمنيوم لا يكون شكلها الهندسي مثلث مستوي حيث أن هاليدات الألمنيوم تكون ثنائية الجزيئة (Dimer) فكل ذرة ألمنيوم تحاط بأربعة ذرات هالوجين وببذلك يكون العدد التناسقي للألمنيوم مساوي إلى (4) كما في الشكل التالي:-



قياسات الأشعة السينية لهذا المركب تظهر أن ذرات الهالوجين الأربعة الطرفية وذرتي الألمنيوم تقع في مستوى واحد بينما تقع ذرتي الهالوجين الجسرية فوق وتحت مستوى الجزيئة وتحاط ذرات الألمنيوم أيضاً بأربعة ذرات هالوجين حيث تتوزع ذرات الهالوجين في أركان شكل رباعي السطوح وتقع ذرة الألمنيوم في مركز شكل رباعي السطوح.

4- الكربون وعناصر الزمرة الرابعة:-

تطرقنا إلى مركبات الكربون في صفحات سابقة بالتفصيل.

5- النتروجين وعناصر الزمرة الخامسة:-

النتروجين ثلاثي التكافؤ في مركباته البسيطة ولمركبات النتروجين الأخرى يظهر تأثير المزدوج الألكتروني الناتج من عدم تهجين ألكتروني ($2S^2$) ففي مركبات النتروجين الموجبة الشحنة مثل الأمونيوم (NH_4^+) فالنتروجين هنا فقد إلكترون واحد وأصبح ترتيبه الألكتروني مشابه إلى الترتيب الألكتروني للكربون وكذلك الحال مع مركبات النتروجين السالبة الشحنة (NO_3^-) فهنا النتروجين إكتسب إلكترون واحد وأصبح ترتيبه الألكتروني مشابه إلى الترتيب الألكتروني لذرة الأوكسجين ، والجدول التالي يوضح العلاقة بين نوع التهجين وعدد الأواصر المنفردة وعدد الأواصر المزدوجة وعدد المزدوجات الألكترونية المنفردة وشكل الجزيئة الناتج لبعض من مركبات النتروجين:-

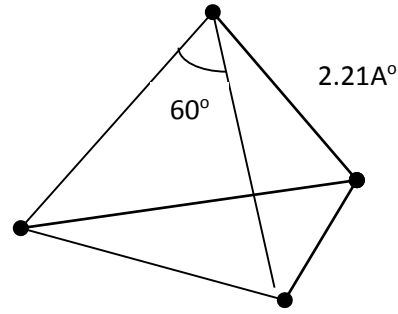
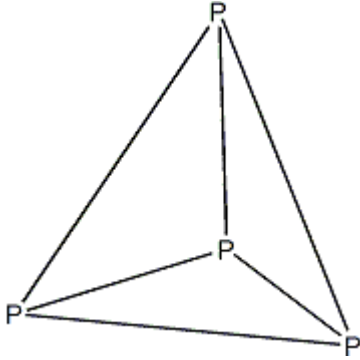
أمثلة	شكل الجزيئة	عدد الأواصر المزدوجة	عدد المزدوجات الألكترونية المنفردة	عدد الأواصر المنفردة	التهجين
$(NH_4)^+$	رباعي السطوح	0	0	4	SP ³
(NH_3)	هرمي	0	1	3	

$(NH_2)^-$	زاوي (منحني)	0	2	2	
	مثلث مستوي	1	0	3	SP ²
	زاوي	1	1	2	
$^-N \equiv N^+ \equiv O$	مستقيمة	2	0	2	SP
	مستقيمة	1	2	1	

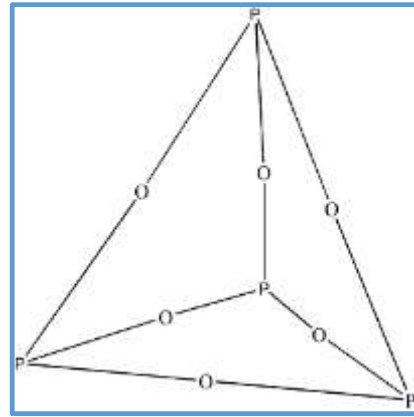
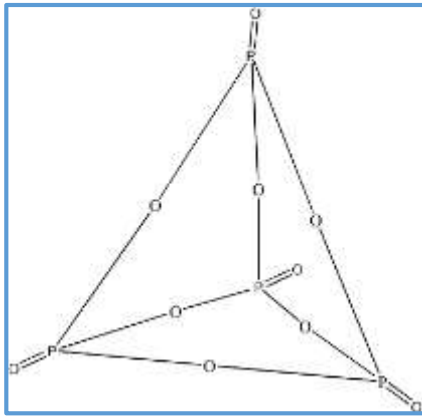
تتميز بقية عناصر الزمرة الخامسة كالفسفور والزرنيخ والانتيمون والبزموت عن عنصر النتروجين في إمكانية تحفيز أحد الألكترونات الموجودة في الأوربيتال (S) إلى الأوربيتال (d) المنتمي إلى نفس عدد الكم الرئيسي والذي يكون فارغاً وبذلك يمكن أن يكون التكافؤ لهذه العناصر خماسي وثلاثي وبالنتيجة سوف لا يقتصر تهجين هذه العناصر على أوربيتالات (S) و (P) فقط بل ويمتد إلى أوربيتال (d) الفارغ والجدول التالي يوضح ذلك:-

أمثلة	شكل الجزيئة	عدد			التهجين
		π	(n)	σ	
$(AsPh_4)^+$; $(PH_4)^+$	رباعي السطوح	0	0	4	SP ³
$BiBr_3$; $SbCl_3$; $AsCl_3$; PF_3	هرمي	0	1	3	
$POCl_3$	رباعي السطوح	1	0	4	
$SbCl_5$; AsF_5 ; PCl_5	ثنائي الهرم المتلثي	0	0	5	SP ³ d
$(BiCl_6)^-$; $(SbCl_6)^-$; $(AsF_6)^-$; $(PF_6)^-$	ثمانى السطوح	0	0	6	SP ³ d ²
$(SbF_7)^{2-}$	هرم مربع القاعدة	0	1	5	

ومن الجدير بالذكر أن الفسفور الأبيض (أحد صور الفسفور) يتألف من أربعة ذرات فسفور (P_4) تأخذ شكل رباعي السطوح حيث تتصل كل ذرة فسفور بالذرات الثلاثة الأخرى بواسطة أوامر أحادية نوع سيكما (σ) :-



وكذلك الحال مع أوكسيدي الفسفور (P_4O_6) و (P_4O_{10}) فان أشكال الجزيئات يكون كالتالي :-



6- الأوكسجين وعناصر الزمرة السادسة:-

الترتيب الإلكتروني لذرة الأوكسجين هو ($1s^2 2s^2 2p^4$) نرى بوضوح أنه من غير الممكن نقل أحد إلكترونات ($2s$) أو ($2p$) إلى المدار الثالث لذلك يظهر الأوكسجين فس مركباته بالتكافؤ الثنائي في الحالة التساهمية أو الأيونية. في حالة إكتاب الأوكسجين للشحنة الموجبة الأحادية فان ترتيبه الإلكتروني سوف يصبح مشابه للترتيب الإلكتروني لذرة النتروجين المتعادلة وفي هذه الحالة يمكن للأوكسجين أن يكون ثلاث أوامر كما في (H_3O^+) ، أما عند إكتسابه الشحنة السالبة الأحادية فان

ترتيبه الألكتروني سوف يصبح مطابقاً للترتيب الألكتروني لذرة الفلور المتعادلة وبذلك يكون فقط أصرة واحدة كما في (OH^-) . والجدول التالي يلخص بعض مركبات الأوكسجين:-

أمثلة	شكل الجزيئة	عدد			التهجين
		π	(n)	σ	
$(OH_3)^+$	هرمي	0	1	3	SP ³
H_2O	زاوي	0	2	2	
O_3	زاوي	1	1	2	SP ²

بقية عناصر الزمرة السادسة كالكبريت والسيلينيوم والتلوريوم فانها تتميز عن الأوكسجين في إمكانية تحفيز إلكترون واحد أو إلكترونين من أوربيتال (s) إلى أوربيتال (d) الفارغ الموجود ضمن نفس المدار وبذلك يمكن لجزيئاتها أن تتشكل بعدد أكبر من الأشكال الهندسية مقارنة مع الأوكسجين ومركباته.

7- الفلور وعناصر الزمرة السابعة:-

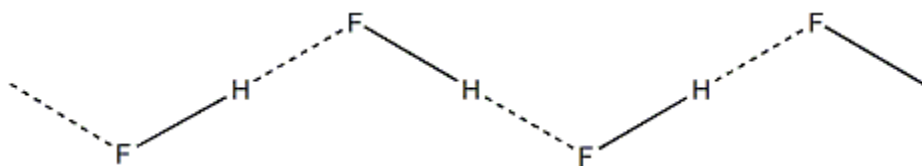
الترتيب الألكتروني لذرة الفلور هو $(1s^2 2s^2 2p^5)$ هنا نلاحظ أن تكافؤ الفلور أحادي فقط في جميع مركباته على العكس من بقية عناصر زمرة الهالوجينات (الزمرة السابعة) كالكلور والبروم واليود التي تحتوي على أوربيتال (d) فارغ مما يمكنها من استخدامه في بعض المركبات ومن الممكن زيادة التكافؤ التساهمي في بعض الحالات إلى (7) كما في اليود والكلور مما يؤدي إلى تعدد أشكال المركبات المحتملة والجدول التالي يلخص بعض أهم مركبات الزمرة السابعة (زمرة الهالوجينات):-

أمثلة	شكل الجزيئة	عدد			التهجين
		π	(n)	σ	
$(IO_4)^- ; (ClO_4)^-$	رباعي السطوح	3	0	4	SP ³
$(BrO_3)^- ; (ClO_3)^-$	هرمي	2	1	3	
$(ClO_2)^-$	زاوي	1	2	2	
$(ICl_2)^-$	زاوي	0	2	2	

$(IO_2F_2)^-$	رباعي السطوح	1	1	4	SP ³ d
BrF_3 ; ClF_3	شكل T	0	2	3	
$(ICl_2)^-$; $(ClF_2)^-$	مستقيمة	0	3	2	
$(IO_6)^{5-}$, (IOF_5)	ثماني السطوح	1	0	6	SP ³ d ²
(IF_5) ; (BrF_5)	هرم مربع القاعدة	0	1	5	
$(ICl_4)^-$, $(BrF_4)^-$	مستقيمة	0	2	4	
(IF_7)	مخمس هرم ثنائي	0	0	7	SP ³ d ³

تعتبر هاليدات الهيدروجين (HF, HCl, HBr, HI) من المركبات التساهمية التي تقل فيها الصفات الأيونية وتزداد الصفات التساهمية وكذلك تقل قوة الأصرة بزيادة العدد الذري للهالوجين أي كلما نزلنا إلى أسفل هذه الزمرة.

تتصل جزيئات فلوريد الهيدروجين في الحالة الصلبة والسائلة والغازية ببعضها البعض بواسطة أوامر هيدروجينية قوية نسبياً متعرجة (Zigzag) مكونة سلاسل غي محددة هذه الأصرة تعمل على زيادة ترابط جزيئات فلوريد الهيدروجين مع بعضها البعض وكما موضح بالشكل التالي:-



8- عناصر الزمرة الثامنة زمرة الغازات النبيلة:-

الاعتقاد القديم السائد إن عناصر الزمرة الثامنة خاملة ولا تكوّن مركبات ولذلك فقد كانت تسمى بالعناصر الخاملة وزمرة العناصر الخاملة إلا إن في عام (1962م) تمكن كلاس من تحضير رباعي فلوريد الزينون ($xXeF_4$) وفي نفس السنة تمكن بارتليت من تحضير مركب آخر للزينون هو

[Xe(PtF₆)] . وقد فتح هذين المركبين الباب في هذا المجال أمام الكيميائيين لتحضير مركبات أخرى لعناصر هذه الزمرة وبذلك تم تغيير إسم هذه الزمرة إلى زمرة الغازات النبيلة وعناصرها بالعناصر النبيلة والجدول التالي يلخص بعض مركبات الغازات النبيلة المحضرة وأشكال جزيئاتها:-

شكل الجزيئة	المركب
مستقيمة	(XeF ₂)
مستوية	(XeF ₄)
غير معروف	(XeF ₆)
هرم مربع القاعدة	(XeOF ₄)
هرمي	(XeO ₃)
رباعي السطوح	(XeO ₄)
ثمانى السطوح	(XeO ₄) ⁴⁻
مستقيمة	(KrF ₂)