الروابط الكيميائية

ارتباط ذرات العناصر :

وجـود العناصر منفردة في الطبيعة يكون نادرا ، وغالبا ما تكون متحدة مع بعضها مكونة مركـبات كيميائية ، وسواء وجدت العناصر منفردة أم متحدة لتكون المركبات فإن الذرات لا توجد منفردة بل تترابط مع بعضها البعض بقوى تسمى الروابط

تعـرف الـرابطة الكيميائية : بأنها القوة التي تربط ذرات العناصر مع بعضها في المركبات الكيميائية .

ولكن هناك سؤال يطرح نفسه وهو:

لمـاذا تمـيل ذرات العناصر الى الارتباط مع بعضها البعض لتكوين المركبات أو للدخول في تفاعلات كيميائية؟

يوضح الجدول التالي التوزيع الالكتروني للغازات النبيلة.

العنصر	التوزيع الإليكتروني
الهيليوم 2	2
النيون 10	2 ، 8
الأرجون 18	2 ، 8 ، 8
الكريبتون 36	2 ، 8 ، 18 ، 8
الزينون 54	2 ، 8 ، 18 ، 18 ، 8
الرادون86	2 ، 8 ، 18 ، 32 ، 18 ، 8

نلاحـظ من الجدول أن الغازات النبيلة تحتوي على ثمانية الكترونات في المستوى الخارجي (مسـتوى الـتكافؤ) فـيما عدا الهيليوم الذي يحتوي على الكترونين فقط ولذلك تتميز هذه الغازات بتركيب الكتروني مستقر وهذا سبب نشاطها الكيميائي الضعيف .

ولقد اقترح العالمان الأمريكيان "كوسل ولويس" قاعدة عرفت بقاعدة الثمانيات وتنص على : "تمـيل ذرات العناصـر (فـيما عدا الهيدروجين والليثيوم والبيريليوم) للارتباط مع بعضها الـبعض حـتى يصـبح مستواها الرئيسي الخارجي محتويا على ثمانية إلكترونات". أي أنه عـندما تتحد الذرات أو ترتبط مع بعضها البعض لتكوين مركبات كيميائية ،فإنها تعدل من نظامهـا الإلكترونـي بحيـث يحتوي مستواها الرئيسي الخارجي على عدد من الإلكترونات مماثل لعددها في المستوى الأخير للغاز النبيل القريب منها لكي تحصل على تركيب إلكتروني

مستقر . وبالطبع لا تنطبق هذه القاعدة على ذرة الهيدروجين التي تميل عند تكوين المركبات الى تركيب إلكتروني مماثل للتركيب الإلكتروني لغاز الهليوم (He).

وتصل الذرة الى التركيب الالكتروني الثماني المستقر من خلال :

- فقد الكترونات أو اكتساب إلكترونات أو المساهمة بالإلكترونات ويتم ذلك من خلال ما يعرف بالروابط الكيميائية وهي :

1- الرابطة الأيونية.
2- الرابطة التساهمية.
3- الرابطة التناسقية.
4- الرابطة الفلزية.

أولا : الرابطة الأيونية :

تتكون هذه الرابطة غالبا بين الفلزات واللافلزات . ومن المعروف أن ذرات الفلزات تتميز بكبر حجمها ، وبالتالي فجهد تأينها صغير فيسهل عليها فقد إلكترونات مستوى طاقتها الأخير الفيلة لتتحول الى أيون موجب يشبه في تركيبه أقرب غاز نبيل لها في الجدول الدوري، أما ذرات واللافلزات فتتميز بصغر حجمها وبالتالي فميلها الإلكتروني كبير فيسهل عليها اكتساب هذه الإلكترونات التي تفقدها الفلزات لتتحول الى أيون سالب يشبه في تركيبه تركيب أقرب غاز نبيل لها في الجدول الدوري، ثم يحدث تجاذب كهربائي بين الأيون الموجب والسالب وهو ما نسميه بالرابطة الأيونية ، أي ان الرابطة الأيونية ليس لها وجود مادي ، وتتكون الرابطة الأيونية غالبا بين عناصر طرفي الجدول طرف الأيسر الخاص بالفلزات والطرف الأيمن الخاص باللافلزات .

ونتساءل هل يغاب الفرق في السالبية الكهربائية بين العناصر المرتبطة دورا أساسيا في خواص الرابطة الأيونية ؟ للإجابة على هذا التساؤل تبين الجدول الآتي الذي يوضح ارتباط عنصر الكلور من المجموعة السابعة مع فلزات الصوديوم والماغنسيوم والالمونيوم من المجموعات الأولى والثانية والثالثة على الترتيب والعناصر الأربعة المذكورة تقع في الدورة الثالثة . علما بأن السالبية الكهربائية للكلور = 3.00 .

المجموعة	III	II	I
العنصر	الألمنيوم	المغنيسيوم	الصوديوم
السالبية	1.5	1.2	0.9
كلوريد العنصر	$AlCl_3$	$MgCl_2$	NaCl
الفـرق فـي السالبية الكهربية	3-1.5=1.5	3-1.2=1.8	3-0.9=2.1
الخواص:			
درجة الانصهار م0	190	714	810
درجة الغليان م0	يتسامى	1412	1465
التوصـيل الكهربـي لمصهور الكلوريد	لا يوصل	موصل جيد	موصل جيد جدا

يتضـح أنه كلما زاد الفرق في السالبية الكهربائية بين العناصر المرتبطة (زاد البعد الأفقي بيـنهما فـي الجـدول) كلما زادت الخاصية الأيونية ، وقد ثبت بالتجربة العملية أنه عندما يكـون الفـرق في السالبية الكهربائية أكبر من 1,7 فإن المركب الناتج يكون أيونيا فمركب مثل كلوريد الصوديوم تتضح فيه تماما الخواص الأيونية من حيث ارتفاع درجتي الانصهار والغلـيان وجـودة التوصيل الكهربي و بعكس مركب مثل كلوريد الألمونيوم الذي تظهر فيه خواص الربطة التساهمية أكثر من الرابطة الأيونية .

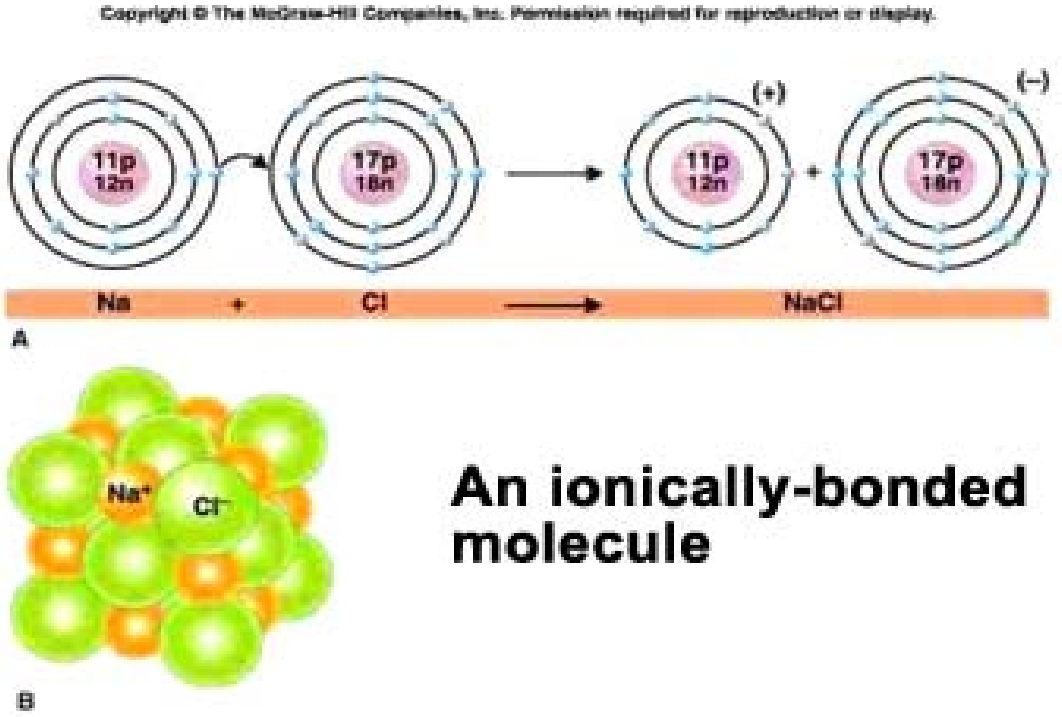
ولتوضيح طبيعة الرابطة الأيونية نستعرض الأمثلة التالية :

مثال (1) :

اتحاد الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم (NaCl):

عند تفاعل الصوديوم مع الكلور ينتقل إلكترون واحد من المستوى الخارجي لذرة الصوديوم الى المستوى الخارجي لذرة الكلور انتقالا كاملا لتصبح كل منها مستقرة الكترونيا.

أي أن ذرة الصـوديوم تفقد الكترونا بينما تكتسب ذرة الكلور الالكترون وعندها تتحول ذرة الصوديوم الى أيون صوديوم موجب Na^+ بينما تتحول ذرة الكلور الى أيون كلوريد سالب Cl^- كما توضح المعادلة التالية :



يلاحـظ أن التركيـب الالكترونـي لأيون الصوديوم يشبه التركيب الإلكتروني للنيون ، بينما التركيـب الالكتروني لأيون الكلوريد يشبه التركيب الإلكتروني للآرجون ، أي أن كلا منهما أصـبح له تركيـب الكترونـي مستقرا وتنجذب الأيونات المختلفة الشحنة Na^+ , Cl^- بواسطة قوى التجاذب الكهربائي لتكوين المركب الأيوني كلوريد الصوديوم.

مثال (2) :

تفاعل الماغنيسيوم مع الكلور لتكوين كلوريد الماغنسيوم ($MgCl_2$)

يحترق الماغنيسيوم في غاز الكلور حيث تفقد ذرة الماغنسيوم إلكترونين متحولة إلى أيون الماغسيوم (Mg^{+2}).

المعادلة التالية:

$$Mg + 2Cl \rightarrow Mg^{2+} + 2Cl^- = MgCl_2$$

(2,8,2) (2,8,7) (2,8) (2,8,8)

نلاحـظ أنـه تم الاتحاد بين الماغنسيوم والكلور بانتقال الكترونين من ذرة الماغنسيوم الى ذرتيـن مـن الكلور ،لماذا؟ لاحظ أن أيون Mg^{2+} ،وأيون Cl^- أصبح لهما تركيبا الكترونيا مستقرا مثل Ne ، Ar على الترتيب ،ويتكون المركب الأيوني كلوريد الماغنسيوم $MgCl_2$ نتيجة قوى التجاذب الكهربائي بين الأيونات المختلفة الشحنة.

ومن كل ما سبق يتبين لنا أن الرابطة الأيونية هي: "قوى التجاذب الكهربائي بين الأيونات المختلفة الشحنة في المركبات الأيونية".

- الشبكة البلورية الأيونية:

تتمـيز المركـبات الأيونية بالبنية الشبكية البلورية ولنأخذ على سبيل المثال مركب كلوريد الصـوديوم وهو كما علمنا يتركب من أيونات صوديوم موجبة Na^+ وأيونات كلوريد سالبة Cl^- . هـذا المركب يتواجد على هيئة أعداد متساوية من هذه الأيونات (العدد التناسفي) والتي تنجذب ببعضها البعض بقوى تجاذب كهربائية نظرا لاختلافها في الشحنة ولذلك فهي ترتـب نفسـها فـي شكل صلب يسمى بالشبكة البلورية والنمط الخاص الذي يصف تركيب أيونات الصوديوم والكلوريد في البلورة كما في الشكل التالي:

Sodium Chloride Crystal Structure

والـنمط الخاص الذي يصف ترتيب أيونات الصوديوم والكلوريد في البلورة موضح بالشكل حيـث نلاحظ أن كل أيون صوديوم Na^+ محاط بستة أيونات كلوريد والعكس صحيح أي أن

كـل أيـون كلوريـد محاط بستة أيونات صوديوم وعند انتقالنا من طبقة الى طبقة نجد أن أيونات (Na^+) ،(Cl^-) قد عكست مواضعها وهكذا بالتبادل.

الخواص العامة للمركبات الأيونية:

1- التركيـب: بلـورات صـلبة مكونة من تجمع من الكاتيونات والأنيونات ترتبط فيما بينهما بقوى جذب كهربية في شبكة بلورية لها شكل محدد.

2- درجـات الانصهار والغليان: تتميز بارتفاع درجات انصهارها وغليانها ، وتستهلك هـذه الطاقـة الحرارية العالية في تفكيك الشبكة البلورية بالتغلب على قوى الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والسالبة .

3- الذوبان في المذيبات القطبية :

تتفكك الشبكة البلورية للمركبات الأيونية عندما تذوب في المذيبات القطبية مثل الماء .

4- التوصـيل الكهربائي: تتميز المركبات الأيونية بتوصيلها للتيار الكهربي ، وذلك من خـلال حـركة أيوناتها إلى أقطابها المخالفة ، ويكون التوصيل الكهربي عن طريق الايونات الحرة ،كما في حالة المصهور أو عن طريق الأيونات المماهة كما في حالة المحاليل المائية .

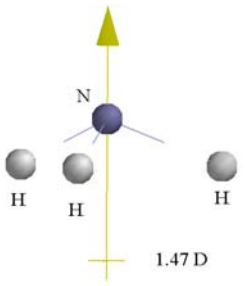
ثانيا : الرابطة التساهمية :

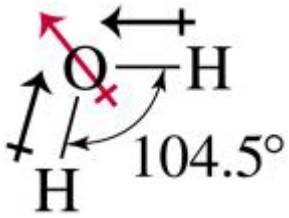
ذكـرنا أن الرابطة الأيونية تتكون بين أيونات ذرات العناصر التي يوجد بينها فرق كبير في الكهروسـالبية (أكبر من 1.7) ولكن كيف ترتبط ذرات العناصر المتشابهة أو المتقاربة في السـالبية الكهربية ، عندما تتساوى الذرتان في السالبية الكهربية (ذرات العنصر الواحد) أو يكـون الفرق بينهما في السالبية الكهربية ليس كبيرا (مثل الكربون وسالبيته الكهربية 2.5 والهيدروجيـن وسـالبيته الكهربـية 2.1) يكون الارتباط بين الذرات في هذه الحالة بالرابطة التساهمية التي تتم بالمشاركة الالكترونية . أي لا يحدث انتقال للالكترونات من ذرة لأخـرى كما يحدث عند تكوين المركبات الأيونية ولكن ترتبط الذرتان بروابط تسمى روابط تساهمية يتم فيها الوصول إلى حالة الاستقرار المشابه لأقرب غاز نبيل عن طريق مساهمة كل ذرة مع الأخرى بنفس العدد من الالكترونات

و تنقسم المركبات التساهمية من حيث قطبية الجزيئات إلى :

1) مركـب قطبي : يكون الفرق في السالبية الكهربائية لذرات المركب كبيرمثل:جزىء فلوريـد الهيدروجين (HF)،فالرابطة بين ذرة الفلور وذرة الهيدروجين رابطة تساهمية قطبية فالفرق في السالبية الكهربائية بين ذرة الفلور(4) وذرة الهيدروجين (2.1) يكون كبـير نسـبيا.لذلـك يبقى زوج الإلكترونات المكون للرابطة أقرب نسبيا إلى الذرة ذات السـالبية الأكـبر فتـتولد عليها شحنة سالبة صغيرة($\delta-$) بينما تتولد شحنة موجبة صـغيرة ($\delta+$) على ذرة ما الهيروجين كما بالشكل.ويوصف الجزىء HF بانه ثنائي القطـب أو قطبـي حيث يكون له قطب موجب وقطب سالب وكذلك جزئ HCl ويصبح لهمـا عـزم ذي القطبين أو العزم القطبي. ويساوي عزم ذي القطبين μ حاصل ضرب قـيمة الشـحنة علـى احد طرفي الرابطة القطبية في المسافة بين الشحنتين (أي طول الرابطة) ووحدته ديباي (D) Debye.

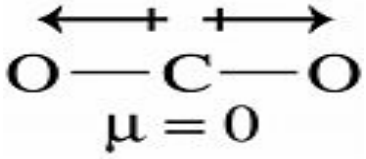
وتـزداد قطبـية الرابطة كلما زاد الفرق في السالبية الكهربية بين الذرتين المرتبطتين ومن أمثلة المركبات التساهمية القطبية أيضا الأمونيا NH_3 والماء H_2O





نلاحظ في جزيء الماء أن ذرة الأكسجين وصلت إلى حالة الاستقرار الإلكتروني ولديها زوجـان مـن الإلكترونات غير مشاركة في تكوين روابط مع ذرتي الهيدروجين . وهذه الإلكترونات تسمى الإلكترونات الحرة أو غير المرتبطة .

ومن الجدير بالذكر أنه ليس من الضروري أن يكون الجزئ قطبيا لمجرد أن فيه روابط قطبية ، فقد تلغي هذه العزوم بعضها بعضا إذا كان للجزئ شكل معين كما هو الحال في جـزئ CO_2 .فمـع أن كـلا من رابطتي C=O قطبية إلا أن الجزئ غير قطبي نتيجة لشكله الخطي .



2) مركـب غـير قطبي : تكون السالبية الكهربائية لذرات المركب متساوية أو متقاربة وهـذا يحـدث عـندما تكـون الذرتـان المرتبطتان متماثلتان كما في جزيء الكلور أو الهيدروجين.

والأمثلة التالية توضح ذلك :

مثال :

تكوين جزيء الكلور Cl_2 :

تملـك كل ذرة كلور سبعة إلكترونات تكافؤ في المستوى الخارجي (الأخير) فإذا ساهمت كـل ذرة بإلكـترون واحـد مـن هذه الالكترونات فسيكون لدينا زوج من الالكترونات المشتركة بين الذرتين (أي أنه ينتمي إلى كل من الذرتين في نفس الوقت) وبذا تكسب كـل ذرة التركيـب الالكترونـي الثماني المستقر والمماثل للتركيب الالكتروني للأرجون (2، 8، 8) ، وبـذا يكون زوج الالكترونات رابطة تسمى رابطة تساهمية أحادية وتمثل بخط يصل بين الذرتين (Cl- Cl)

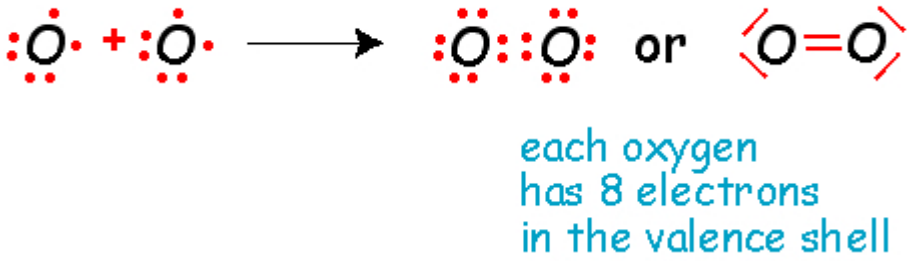
كما في المعادلة التالية :

وذلك يحدث ايضا عند تكوين جزيء (H_2)

مثال

تكوين جزيء الأكسجين O_2 :

تحتاج ذرة الأكسجين إلى إلكترونين حتى تصل إلى التركيب الإلكتروني المشابه للغاز النبيل القريب منها وهو النيون Ne ، ولذلك ترتبط ذرتا الأكسجين بحيث تساهم كل ذرة بزوج من الإلكترونات كما هو موضح .



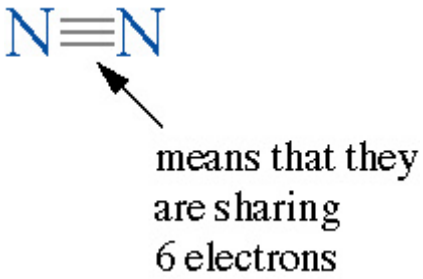
ونلاحـظ أن لرابطة التساهمية بين ذرتي الأكسجين ثنائية (أو مزدوجة) وتمثل بخطين بين الذرتين لتدل على أنها تتكون من أربعة إلكترونات تساهم كل ذرة بإلكترونين .

ومـن الأمـثلة الأخـرى علـى الرابطة التساهمية الثنائية اتحاد ذرة الكربون مع ذرتي الأكسجين لتكوين جزيء CO_2 .

مثال:

تكوين جزيء النيتروجين N_2

تحتوي ذرة النيتروجين $N=7$ على خمسة الكترونات تكافؤ في المستوى الرئيسي الخارجي أي أنهـا تحتاج إلى ثلاثة إلكترونات للوصول للتركيب الالكتروني الثماني المستقر ، ولذلك فإن كل ذرة نيتروجين تساهم بثلاثة الكترونات مع الذرة الأخرى لتكوين جزيء النيتروجين ، وتكون الرابطة في هذه الحالة تساهمية ثلاثية أي تتكون من ثلاثة أزواج من الالكترونات المشتركة (تمثل خطوط بين الذرتين).

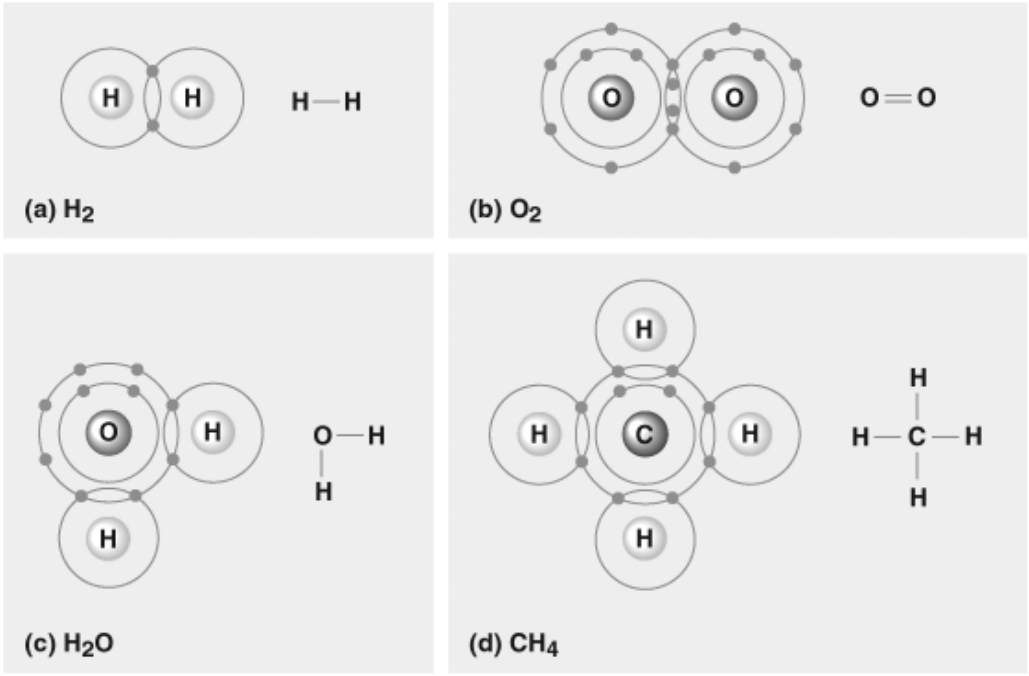


وهـناك فـي الواقـع أكثر من نظرية وضعت لتفسير الرابطة التساهمية ومادمنا قد قلنا أن الـرابطة التسـاهمية تـتكون بالمشاركة الإلكترونية فمفهوم الرابطة التساهمية تغير حسب

مفهومـنا بخواص الإلكترون وسنعرف بإيجاز لبعض النظريات التي وضعت لتفسير الرابطة التساهمية

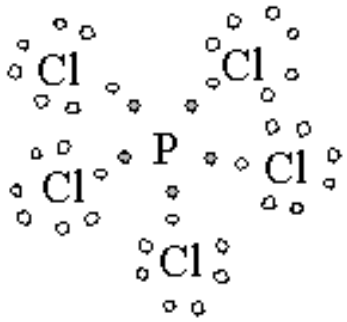
أولا:نظرية الثمانيات:Octet Rule

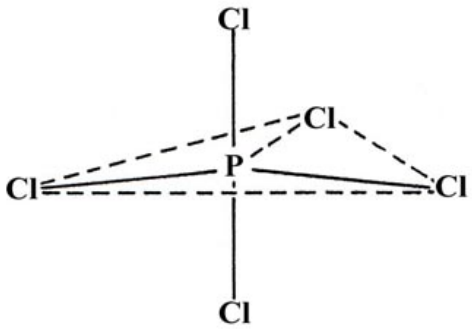
وتسـمى أيضـا الـنظرية الإلكترونية للتكافؤ .وضع هذه النظرية (كوسل) و(لويس) 1916 وتـنص هذه النظرية على أن " بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبيريليوم تميل ذرات جميع العناصـر للوصـول للتركيـب الثمانـي وتتكون الرابطة التساهمية نتيجة لتلامس عدد من إلكترونات الغلاف الخارجي للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكتروني لكل منها إلى ثمانية.

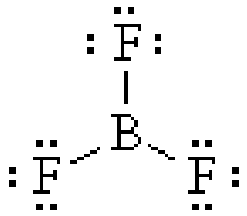


عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ أو نظرية الثمانيات:

1- لم تستطع النظرية تفسير الترابط في كثير من الجزيئات على أساس قاعدة الثمانيات مـثل جـزيء خامس كلوريد الفوسفور حيث نجد أن ذرة الفوسفور تكون محاطة بعشرة الكترونات وليس ثمانية كما افترضت النظرية . كذلك في جزيء ثالث فلوريد البورون نجد أن ذرة البورون تكون محاطة بستة الكترونات فقط .



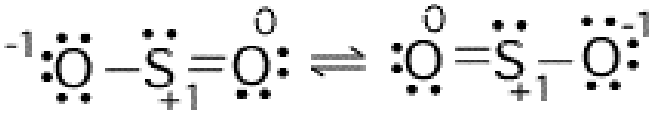


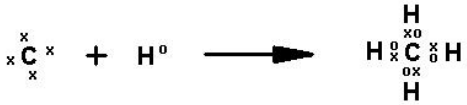


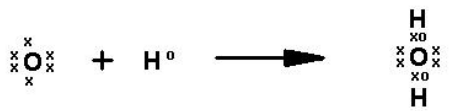
ولبـناءات لويـس فـائدة كبيرة في التنبؤ بأشكال المركبات أو الأيونات المكونة من ذرات مرتـبطة مـع بعضـها البعض بروابط تساهمية ،لكن الصعوبة هي في كتابة بناءات لويس لـبعض المركبات المعقدة الشكل ، وحتى نسهل هذه المهمة سنصف مجموعة من الخطوات البسـيطة يـؤدي اتـباعها فـي النهاية الى كتابة هذه البناءات ، وقبل البدء في شرح هذه الخطـوات لابد من معرفة الذرة المركزية في الجزئ أو الأيون ومعرفة كيفية اتصال الذرات مـع بعضها البعض ، والذرة المركزية هي الذرة التي تتصل بذرتين او أكثر لذلك قد يكون للجزئ أكثر من ذرة مركزية ، فمثلا في جزئ الماء H_2O ترتبط ذرتا الهيدروجين مع ذرة الأكسـجين وبذلـك تعتـبر ذرة الأكسجين هي الذرة المركزية ،وكذلك جزئ الأمونيا NH_3 ترتـبط ثـلاث ذرات هيدروجيـن مـع ذرة النيتروجين لذلك فإن ذرة النيتروجين هي الذرة المركزية في هذه الحالة ، مثل ذلك ذرة الكربون في جزئ ثاني أكسيد الكربون CO_2 ، ويتم الحصول على هذه المعلومات عمليا بتحديد أشكال المركبات المختلفة بوسائل فيزيوكيميائية، ولكن إذا لم توجد أية معلومات عن الذرة المركزية فإنه بالإمكان تحديدها من معرفتنا لعدد الروابط التي يمكن للذرات إنشاؤها ومن معرفتنا لطبيعة تكوين الجزئ ، فالذرة المركزية في المركبات الثنائية هي تلك الذرة التي لها القدرة على إنشاء عدد أكبر من الروابط وهي أيضا الذرة التي يؤدي وجودها كذرة مركزية الى الشكل الأكثر تماثلا ، فالذرة المركزية في جزئ ثنـائي أكسـيد الكربون CO_2 هي ذرة الكربون ؛لأن لذرة الكربون المقدرة على إنشاء أربع روابـط فـي حالتها المتعادلة ،بينما ذرة الأكسجين بإمكانها إنشاء رابطتين فقط في حالتها

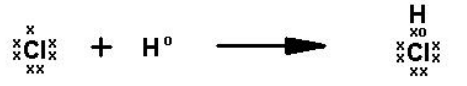
المـتعادلة ، كذلـك فإن وجود ذرة الكربون كذرة مركزية يؤدي الى شكل متماثل O-C-O بينما الشكل الآخر التي تكون فيه ذرة الأكسجين مركزية فهو أقل تماثل O-O- .

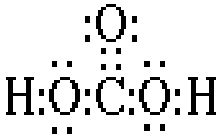
ولهـذه الأسـباب كانـت ذرات النيتروجين والكبريت والأكسجين هي الذرات المركزية في المركـبات NO_2 ، SO_2 ، H_2O على التوالي ، ويمكن تطبيق هذه المبادئ البسيطة على الجزيـئات متعددة الذرات ، ففي حامض الكربونيك ، ترتبط الذرات مع بعضها البعض بحيث ترتـبط ذرة الكـربون مع ثلاث ذرات أكسجين بينما ترتبط ذرات الهيدورجين الحامضية مع ذرات الأكسجين أي يصبح عدد الروابط التي تنشئها كل ذرة مساويا للعدد الذي يمكن توقعه من ترتيب العنصر في الجدول الدوري.



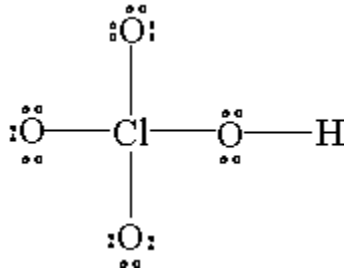








أمـا فـي المركـبات المكونـة مـن عناصر من الدورة الثالثة فما دون وبشكل خاص في الحوامـض المكونـة من تلك العناصر مع الهيدورجين والأكسجين فإن الذرة المركزية في العـادة هـي الذرة التابعة للدورة الثالثة وما دون ، لما لهذه العناصر من مقدرة على زيادة عـدد الكـتروناتها عـن ثمانـية ، فذرة الكلور هي الذرة المركزية في الحوامض التالية : HClO، $HClO_2$ ، $HClO_3$ ، $HClO_4$.



ونعود إلى ما ذكرنا به من وصف الخطوات المتبعة لكتابة بناءات لويس ونلخصها بما يلي:

1- نجد عدد إلكترونات التكافؤ في الذرات المكونة في المركب ، وإذا كانت المادة أيونية نضـيف إلكـترونا واحدا مقابل كل شحنة سالبة ، ونطرح الكترونا واحدا مقابل كل شحنة موجبة .

2- نضع زوجا من الإلكترونات بين كل ذرتين مرتبطتين في الجزئ .

3- نكمـل ثمانـيات كـل ذرة مرتبطة بالذرة المركزية (وفي حالة الهيدروجين نكتفي بإلكترونيـن أي بـرابطة واحدة) ولنذكر أن الذرة المركزية في الجزئ المكون من أكثر من ذرتين هي الذرة المرتبطة بأكبر عدد من الذرات .

4- نضع بقية الإلكترونات في أزواج على الذرة المركزية .

5- إذا تبيـن أن للذرة المركزية أقل من ثمانية الكترونات نبدأ بعمل روابط مزدوجة أو ثلاثـة باسـتعمال أزواج الإلكـترونات غير المشتركة على الذرات المرتبطة بالذرة المركزية .

لـم تعـد الصـورة المبسطة للرابطة التساهمية كزوج من الالكترونات المشتركة كافية لتفسـير الكثـير من خواص الجزيئات منها مثلا الشكل الفراغي للجزيء والزوايا بين الروابط فيه.

ثانيا : نظرية رابطة التكافؤ : Valence Bond Theory

بنيـت نظرية رابطة التكافؤ على نتائج ميكانيكا الكم عندما تغيرت النظرة إلى الإلكترون إلى كونه جسيم مادي له خواص موجية يحتمل تواجده في أية منطقة من الفراغ المحيط بالنواة وتـبقى نظـرية رابطـة التكافؤ على صورة الذرات المفردة التي تقترب من بعضها لتكوين الرابطة التساهمية ،

تفـترض نظـرية رابطة التكافؤ أنه عندما تتحدد الذرات لتكوين رابطة تساهمية فإن أفلاك الـتكافؤ للذرات المكونة للرابطة التساهمية تبقى أفلاك ذرية أي أن الذرات المرتبطة تحتفظ بخصائص أفلاكها الذرية ومن تلك أفلاك التكافؤ .

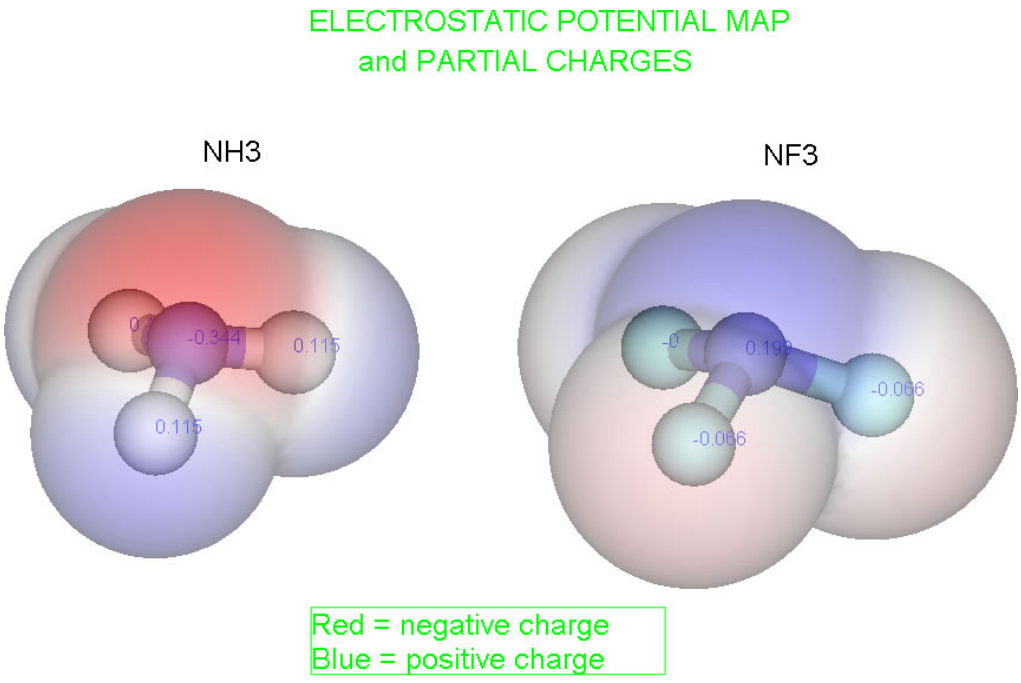
ويفـترض أن الـرابطة تنشـأ باخـتلاط أفـلاك التكافؤ على الذرتين المرتبطتين بالرابطة التساهمية. ونقصد باختلاط أفلاك التكافؤ أن إلكترونات هذه الأفلاك تشغل حيزا مشتركا بين الذرتيـن المكونتين للروابط التساهمية وبذلك تصبح الإلكترونات المكونة للرابطة التساهمية هي إلكترونان ويجب أن يكونا مختلفين في الغزل (Spin) .

وفـي هـذه الحالـة يمكـن أن تقـدم كـل ذرة فلكا ذريا للإلكترون واحد كما في الرابطة التساهمية، أو تقدم ذرة منهما زوجا من الإلكترونات في فلك التكافؤ الذري بينما تقدم الذرة الأخرى فلك تكافؤ ذري خالي من الإلكترونات كما في الرابطة التساهمية التناسقية .

وهـناك افـتراض آخر لنظرية رابطة التكافؤ وهو في غاية الأهمية ومفاده أن قوة الرابطة الكيميائـية أو طاقة الرابطة (وهي الطاقة اللازمة لكسر الرابطة) تتناسب تناسبا طرديا مع مقـدار اخـتلاط أفلاك التكافؤ المكونة للرابطة التساهمية ، فكلما زاد الاختلاط بين الأفلاك الذريـة المكونـة للـرابطة التساهمية زادت قوة الرابطة التساهمية وطاقتها ، وبالتالي فإن الذرات المكونة للجزئ تكون في أماكن معينة حول الذرة المركزية تسمح بالحد الأقصى من الاخـتلاط بيـن الأفـلاك المكونة للرابطة وبتعبير آخر فإنه حسب هذه النظرية يتحدد شكل المركب على النحو الذي ينتج الحد الأقصى من الاختلاط بين الأفلاك الذرية للذرات المكونة للـرابطة ، والذي بدوره ينتج عندما تقع الأفلاك الذرية المكونة للرابطة على الخط الواصل بين نواتي الذرتين المكونتين للرابطة التساهمية .

ومع أن نظرية رابطة التكافؤ قد أعطت تفسيرا معقولا لتكون الروابط بين ذرات النيتروجين والأكسجين مع ذرات الهيدروجين ، وكذلك أعطت تفسيرا معقولا لعدد الروابط المتكونة ، إلا أن تفسـير الاختلاف الكبير في الزاوية بين 90^{θ} والزاوية الحقيقية غير مقبول على الإطلاق وندرك هذا بدراسة خواص ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3 و الأمونيا NH_3 .

فكلاهما له شكل هرمي ثلاثي.

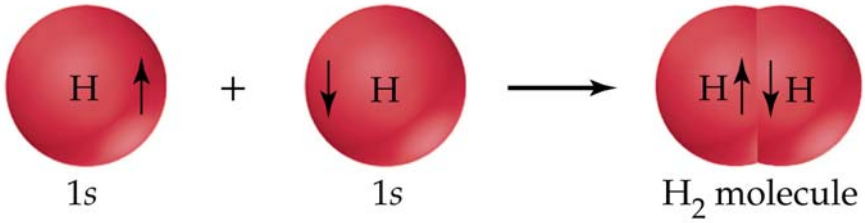


لكـن كمـا نـرى هـناك اختلاف اختلافا كبيرا في العزم القطبي بين هذين المركبين فجزئ الأمونـيا قطبي له عزم عالي بينما نجد أن ثلاثي فلوريد النيتروجين غير قطبي تقريبا ((له قطبية ضعيفة)) فكيف يمكن تفسير ذلك ؟؟

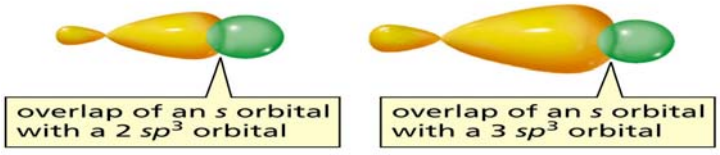
يعتمد العزم القطبي على قطبية الروابط وعلى الزوايا بين هذه الروابط ، فروابط N-F أكثر قطبـية من روابط N-H ولكن الزوايا بين هذه الروابط متشابهة تقريبا ، لذا فمن المتوقع أن يكـون ثلاثـي فلوريد النيتروجين أعلى قطبية من الأمونيا أو مشابها له على الأقل في القطبـية إلا إذا كان لزوج الإلكترونات غير المشترك على ذرة النيتروجين تأثير كبير وهذا غـير مـتوقع إذا كان زوج الإلكترونات في فلك 2S الكروي الشكل ، إذ أن لجميع الأفلاك الذرية s,p,d,f تماثلا حول النواة أما إذا كان زوج الإلكترونات غير المشترك في فلك ذري غير متماثل حول النواة وهو ما نشير إليه بالفلك المهجن فإن لزوج الإلكترونات تأثير على قطبـية الـزوج وهـذا الافـتراض يعطي تفسيرا مقبولا لاختلاف القطبية بين ثلاثي فلوريد النيتروجين NF_3 و الأمونيا NH_3 ، كما يعطي تفسيرا مقبولا للزوايا بين الروابط فيهما .

مثال:

تداخل فلك ذري (أوربيتال) لأحد الذرتين به إلكترون واحد مفرد مع أوربيتال ذرة أخرى بها إلكـترون مفـرد ، فجـزيء الهيدروجين يتكون نتيجة لتداخل ذرتي هيدروجين بالإلكترون الخاص بها المفرد في الاوربيتال 1S كما في الشكل:



وفـي حالـة جزيء آخر مثل فلوريد الهيدروجين يتداخل أحد اوربيتالات المستوى الفرعي (2p) الـذي يحـتوي على الكترون مفرد من ذرة الفلور مع الاوربيتال 1sالذي به الكترون مفرد لذرة الهيروجين



كيف فسرت نظرية رابطة التكافؤ تركيب جزيء الميثان ؟

عـند دراسـة الـروابط في جزيء الميثان وجد أن ذرة الكربون ترتبط بذرات الهيدروجين الأربـع عـن طرق أربع روابط متماثلة تماما في الطول والقوة ويأخذ الجزيء شكل هرم رباعـي وتكون قيم الزوايا بين الروابط فيه (109.5 أو 109 درجة) وفسرت نظرية رابطة التكافؤ هذه النتائج كما يلي:

تحـتوي ذرة الكـربون فـي الحالة المستقرة على أوربيتالين أثنين فقط بهما الالكترون ان مفـردان وهمـا اللـذان يمكـنهما تكوين روابط تساهمية ولكن الكربون يكون أربع روابط تسـاهمية وليس اثنين . على ذلك لابد أن تحتوي ذرة الكربون على أربعة الكترونات مفردة .ويـتم ذلـك بإثارة إلكترون من إلكترونات الاوربيتال (الفلك الذري) (2s) ليحتل أوربيتال المسـتوى الفرعـي (2p) الفارغ ويقال عن الذرة حينئذ بأنها في حالة مثارة (exited state) وتتم الإثارة عن طريق اكتساب الذرة قليل من الطاقة.

$$1s^2, 2s^2, 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0 \quad \rightarrow \quad 1s^2, 2s^1, 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$$

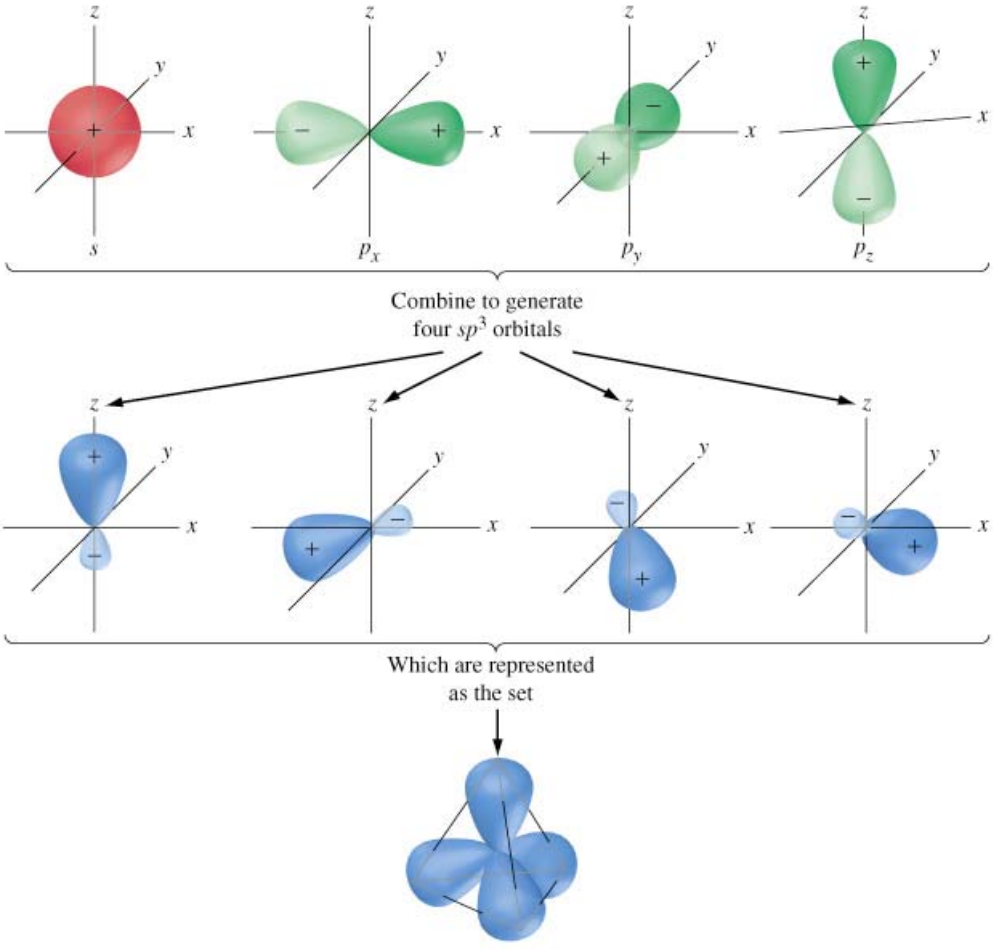
إلـى هـنا وذرة الكـربون تمتلك إلكترونات مفردة ونتيجة لهذا يصبح لذرة الكربون أربعة أفـلاك نصف ممتلئة أي يصبح بإمكانها الارتباط مع أربع ذرات هيدروجين بروابط تساهمية ولكـن المشكلة مازالت دون حل فالروابط الأربع غير متكافئة ففلك 2s أقرب للنواة وطاقته أقـل مـن طاقـة الفلـك 2p وهذا يعني أن الرابطة الناتجة عن اختلاط الفلك 2s على ذرة الكربون والفلك 1s على ذرة الهيدروجين ستكون أقصر وأقوى من أي الروابط الناتجة عن اختلاط الفلك 2p من الكربون مع الفلك 1s من الهيدروجين .

وهـناك مشـكلة أخرى بحاجة إلى حل وهي أن الزاوية بين الروابط الناتجة عن أفلاك 2p ستكون90 بينما يمكن للرابطة الناتجة عن 2s أن تكون في أي اتجاه وهذا مخالف للحقيقة القائمـة وهـي أن للـروابط الأربع نفس الطول والطاقة وأن الزاوية بينهما 109.5 درجة وللخروج من هذا المأزق طورت نظرية رابطة التكافؤ بإدخال مفهوم جديد عليه وهو مفهوم تهجين أفلاك التكافؤ الذرية لإنتاج الأفلاك الذرية المهجنة .

التهجين:

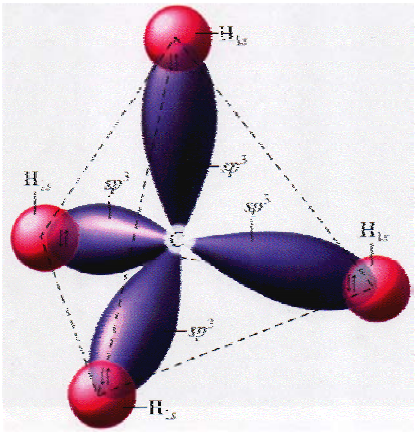
هـو اتحـاد أو تداخـل بيـن أوربيتاليـن مختلفين أو أكثر في نفس الذرة وينتج عنه أوربيـتالات ذرية جديدة تعرف بالأوربيتالات المهجنة مثال ذلك ما يحدث لذرة الكربون حيـث يتضـح أن الكـترون الأوربيتالات (2s) يختلف عن الثلاثة الالكترونات في

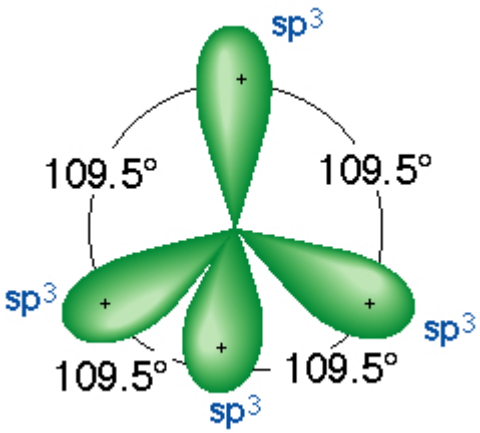
الاوربيـتالات الـثلاثة للمستوى الفرعي (2p) يختلف عنه الطاقة وفي الشكل الفراغي للاوربيـتالات لذلـك لابـد مـن حدوث عملية معينة في ذرة الكربون تنتج عنها اربعة اوربيـتلات متكافئة وتسمى هذه العملية بعملية التهجين (hybridization)وتتم عملية التهجيـن بين اوربيتالات الذرة الواحدة القريبة من بعضها في الطاقة مثلا (2Sمع 2P مـع 4S مع 3d) لينتج عدد من الاوربيتالات المهجنة مساوي لعدد الاوربيتالات النقية التي دخلت في التهجين ويختلف شكل الاوربيتالات المهجنة عن الاوربيتالات النقية التي كونـتها فتكون اكثر منها بروزا إلى الخارج لتكون قدرتها على التداخل أقوى من قدرة الاوربيتالات العادية .



وقـد فسرت قيم الزوايا بين الروابط (109.5) بأن الاوربيتالات المهجنة كل منها عبارة عـن إلكـترون سالب فيتباعد كل منها عن الأخر في الفراغ بأقصى درجه ممكنة لتقليل قوة التنافر بينها فعندما تكون الزوايا بين الاوربيتالات (109.5) ستصبح اكثر استقرارا (أي اقـل تنافر) مما لو كانت 90 مثلا .ولتكوين جزيء الميثان يرتبط الأربع الكترونات

المتكافـئة في الاوربيتالات الأربعة المهجنة (SP^3) لذرة الكربون مع الأربعة الكترونات لذرات الهيدروجين الأربع .





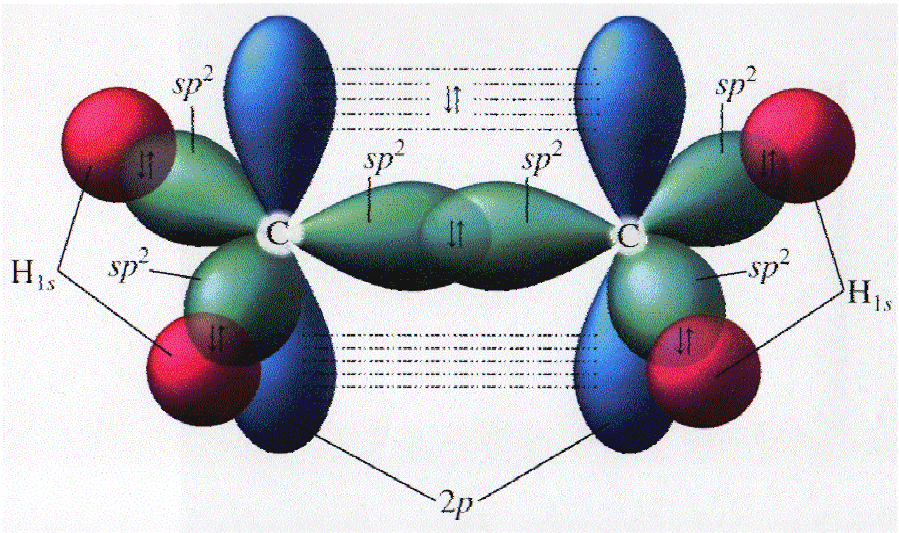
ويلاحظ حدوث ما يلي في عملية التهجين :

1- يحدث التهجين بين اوربيتالات نفس الذرة.

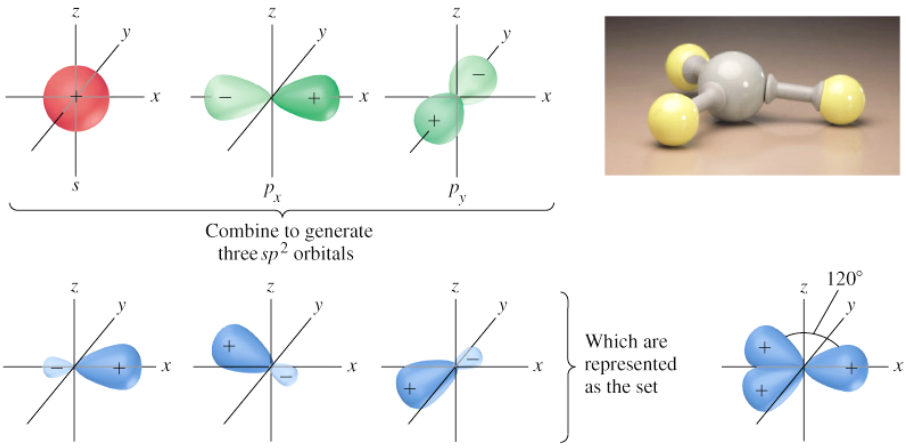
2- لا يحدث التهجين إلا بين الاوربيتالات القريبة من بعضها في الطاقة.

3- عـدد الاوربيـتالات المهجنة = عدد الاوربيتالات الداخلة في عملية التهجين وتأخذ رمزها .

ويمكـن توضـيح تهجيـن (SP^2) فـي مثال آخر وهو تهجين ذرة الكربون في جزيء الايثيليـن حيـث تتهجـن كل ذرة كربون بطريقة (SP^2) ثم يتكون الجزيء كما يلي في الشكل .

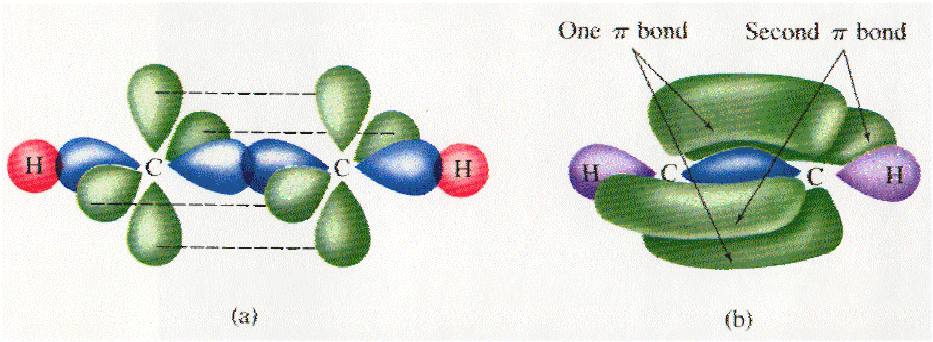


ويتضح من الشكل السابق انه بعد حدوث عملية الإثارة في ذرتي الكربون يحدث تهجين بيـن اوربيتاليـن من اوربيتالات المستوى الفرعي (2P) مع أوربيتال (2S) وينتج من تهجين هذه الاوربيتالات ثلاثة اوربيتالات مهجنة كل منها يسمى (SP^2).



ولتلافي قوى التنافر بينها تبتعد عن بعضها بقدر الإمكان في الفراغ فتكون الزوايا بينها 120^0.ويتضـح انه ما زال هناك احد الاوربيتالات ($2P_z$) لم يدخل في عملية التهجين . ويكـون عموديا على المستوى الذي يمر بثلاثة الاوربيتالات السابقة. (SP^2) بعد حدوث عمليات التهجين في ذرتي الكربون يحدث نوعان من التداخل بين الاوربيتالات هما :

- تداخـل بيـن الاوربيتاليـن (SP^2) لكـل ذرة كـربون مع الاوربيتال (1S) لذرتي هيدروجيـن لتكويـن الرابطتين (C-H) وتداخل آخر بين الاوربيتال (SP^2) الثالث لـذرة الكـربون الثانية لتكوين الرابطة (C-C) ويسمى هذا النوع من الروابط تبعا لنظرية الأوربيتالات الجزيئية (سيجما) .
- تداخـل بيـن الاوربيتالين (2Px) لذرتي كربون لتكوين رابطة أخرى تسمى رابطة (باي) بين ذرتي الكربون .
- ناقش تهجين جزئ الإسيتيلين من الشكل التالي:

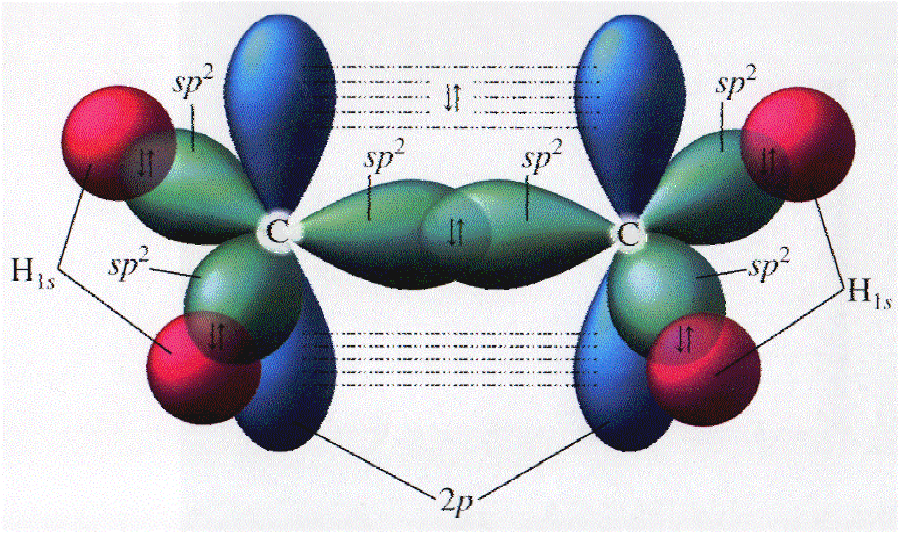


ثالثا: نظرية الأوربيتالات الجزيئية :

اعتـبرت نظـرية رابطة التكافؤ الجزئ هو مجرد ذرتين أو أكثر حدث تداخل بين بعض أوربيتالاتهم الذرية لتكوين الروابط التساهمية بين هذه الذرات .وتبقى بقية الأوربيتالات الذريـة التـي تشارك في تكوين الروابط بحالتها كما هي في الذرة المفردة ، أما نظرية الأوربيتالات الجزيئية فاعتبرت الجزئ كوحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فـيها تداخـل بيـن جمـيع الأوربيتالات الذرية لتكوين اوربيتالات جزيئية ، كما يرمز للأوربيـتالات الذرية بالرمز (s,p,d,f) ...الخ يرمز أيضا للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما (σ) ، باي(π)، دلتا(δ)...الخ.

الرابطة سيجما (σ):

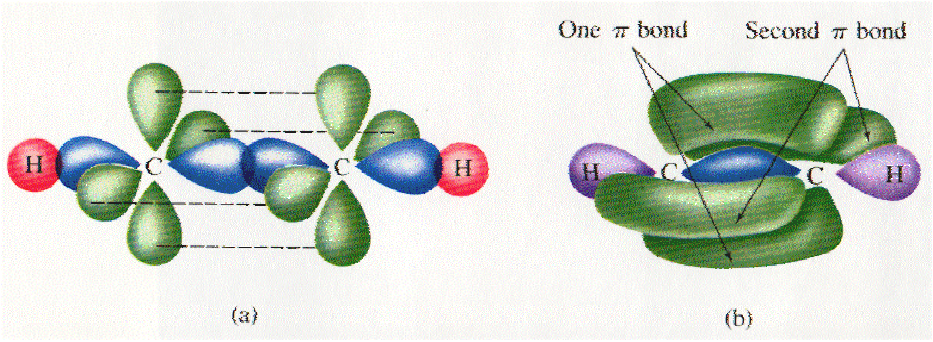
وتنشـأ مـن تداخـل الأوربيـتالات الذريـة مع بعضها بالرأس أي يكون الأوربيتالان المـتداخلان على خط واحد مثال ذلك تداخل الأوربيتال المهجن (SP^2) في ذرة الكربون مـع الأوربيـتال (1S) لـذرة الهيدروجين ، كذلك تداخل الأوربيتال (SP^2) لذرة كربون بالـرأس مـع الأوربيتال(SP^2) لذرة كربون بالرأس مع الأوربيتال(SP^2) لذرة الكربون الأخرى في جزئ الايثيلين.



الرابطة باي(π):

وتنشـ من تداخل أوربيتالين ذرتين بالجنب ، أي يكون الأوربيتالان المتداخلان متوازيين . مثال ذلك تداخل الأوربيتال (2Pz)بالجنب مع الأوربيتال (2Pz) لذرة الكربون الأخرى وكما في جزئ الايثيلين.

وفـي جـزئ الأسـيتيلين (C_2H_2) ترتبط ذرتا الكربون ببعضهما برابطة سيجما واحدة ورابطتي باي ويتضح ذلك من الشكل التالي :



يتضـح من الشكل السابق أنه بعد حدوث عملية الإثارة في ذرتي الكربون يحدث تهجين بيـن أوربيتال واحد (2Px) من أوربيتالات المستوى الفرعي (2P) مع الأوربيتال (2S) وينتج من تهجين هذين الأوربيتالين أوربيتالان مهجنان كل منهما يسمى (SP)

$$1S + 1(2P) \rightarrow 2(SP)$$

لتلافي قوى التنافر بين الأوربيتالين المهجنين يبتعدان عن بعضهما بقدر الإمكان فتكون الزوايا بينهما 180 درجة.

ويلاحظ أنه ما زال اوربيتالان في كل ذرة كربون لم يدخلا في عملية التهجين (2Py و 2Pz,) ثم يحدث التداخل بين الأوربيتالات الذرية لكل من الذرتين لتكوين الروابط التالية:

أ- روابط سيجما(σ):

وتنتج من التداخل بالرأس بين الأوربيتال (SP) لذرة الكربون مع الأوربيتال (SP) للذرة الأخرى ،كذلك تنتج من تداخل الأوربيتال (SP) لذرة الكربون مع الأوربيتال (1S) لذرة الهيدروجين .

ب- روابط باي (π):

وتنـتج مـن التداخل بالجنب بين الأوربيتالين (2Py) المتوازيين وبين الأوربيتالين (2Pz) المتوازيـن لذرتـي الكـربون . بحيث يكون انتشار السحابة الإلكترونية جانبيا وبحيث تقع أعلى وأسفل النواتين ويطلق على المدار الجزيئي الناتج من هذا التداخل الجانبي اسم المدار باي وتسمى هذه الرابطة التساهمية بالرابطة باي وتوجد الروابط باي في جزيئات بها ذرتين متحدتيـن بروابط مزدوجة وثلاثية مثل الروابط الموجودة في الإثيلين وثاني أكسيد الكربون والأسـتيلين والنيتروجيـن إضـافة إلى ذلك ترتبط أيضا الذرتان في هذه المركبات برابطة

سيجما ، ومن المعروف أيضا أن التداخل المداري لرابطة سيجما أكبر من التداخل في رابطة باي ، كما أن الرابطة سيجما أقوى من الرابطة باي .

الخواص العامة للمركبات التساهمية:

1- الذوبان :

تتميز المركبات التساهمية مثل الزيوت العضوية أو الدهون بعدم ذوبانها في الماء ،بينما تذوب في المذيبات العضوية مثل البنزين ورابع كلوريد الكربون ، ويرجع سبب ذلك الى أن المـاء مركب قطبي توجد جزيئاته مترابطة مع بعضها بالروابط الهيدروجينية بشكل يمـنع جزيئات المركبات التساهمية مثل الزيوت من الانتشار فيه .أما المركبات الأيونية فـتجذب جزيـئات الماء القطبية وتذوب فيه. وفي المذيبات العضوية يكون التجاذب بين جزيئاتها ضعيفا او منعدما مما يمكن جزيئات المركبات التساهمية من الانتشار بينها.

2- التوصيل الكهربائي:

الأيونـات هـي التـي توصـل التيار الكهربي في المحاليل وحيث أن جزيئات المركبات التساهمية غير متأينة فهي لا توصل التيار الكهربائي .

3- درجتا الانصهار والغليان :

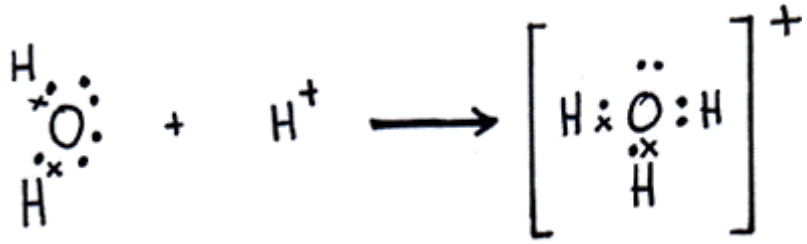
تتمـيز المركبات التساهمية بانخفاض درجتي الانصهار والغليان وذلك لأن قوى الارتباط بيـن جزيئاتها تكون ضعيفة للغاية مما يسهل تفككها عن بعض بمقدار بسيط من الطاقة الحرارية .

الرابطة التناسقية:

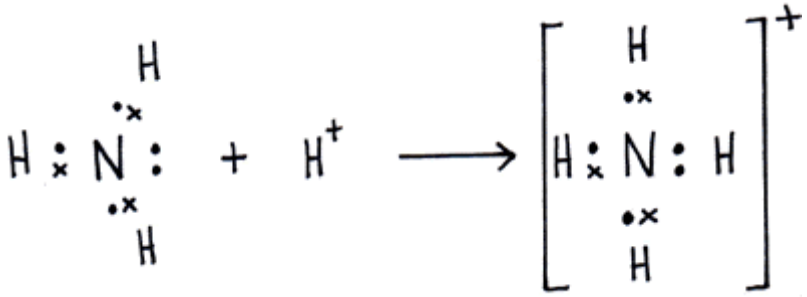
تعتـبر الرابطة التناسقية نوعا خاصا من الرابطة التساهمية ، ولا يختلف زوج الالكترونات المكـون لأي مـن الرابطتيـن الا من حيث المنشأ. فبينما يتكون زوج الالكترونات المكون للـرابطة التسـاهمية من مساهمة كل ذرة من الذرتين المرتبطتين بإلكترون واحد. نجد أن زوج الالكترونات المكون للرابطة التناسقية وزوج من الالكترونات الحرة أي يشغل اوربيتالا واحـدا موجودا في احد الذرتين وتسمى الذرة المانحة ، ويمنح هذا الزوج الالكتروني الحر الـى ذرة أخـرى بهـا أوربيتال فارغ أي يلزمها هذا الزوج الالكتروني لتصل الى التركيب الالكترونـي الثابت وتسمى هذه الذرة بالذرة المستقبلة ، وتمثل هذه الرابطة بسهم يتجه من الذرة المانحة الى الذرة المستقبلة.

مثال ذلك أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) الذي يتكون عند اذابة الأحماض في الماء حيث يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ الماء المتعادل ونلاحظ أن مصدر الشحنة الموجبة على أيون الهيدرونيوم هو أيون الهيدروجين الموجب لأن جزئ الماء متعادل .

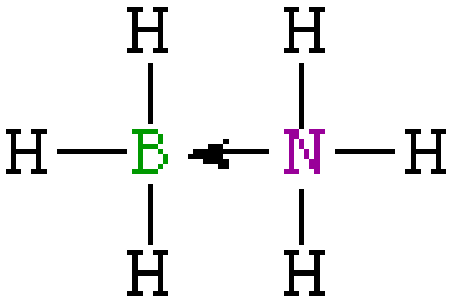
كما يتضح من المعادلة التالية.



وتـتكون الـرابطة التناسقية أيضا عندما يستقبل البروتون زوج الالكترونات الحر من ذرة النيتروجين في جزيء النشادر المتعادل ليتكون أيون الأمونيوم



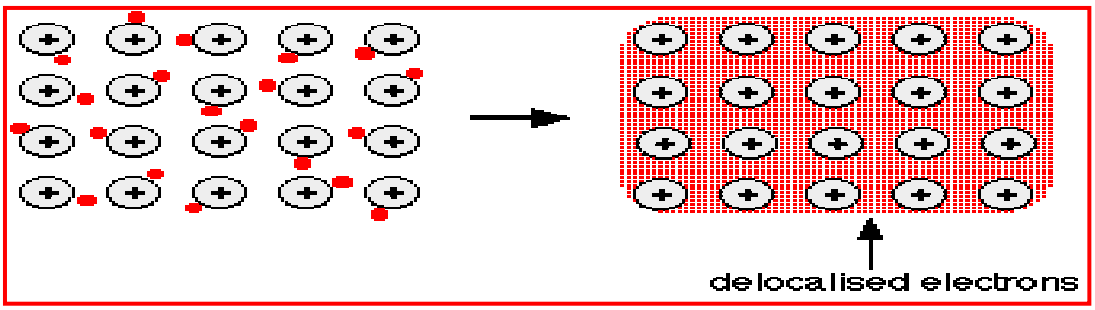
وهـناك أمـثلة عديدة أخرى للروابط التساهمية التناسقية لا يكون أيون الهيدروجين طرفا فيها، فمثلا يتفاعل جزئ ثلاثي فلوريد (BF_3) الفقير بالالكترونات مع جزئ الأمونيا (NH_3) :) الـذي تحمل ذرة النيتروجين فيه زوجا من الالكترونات غير المشتركة يستخدم في انشاء الرابطة التساهمية التناسقية:



وهـذا المركـب مثـيل لمركبات الإضافة وهي كثيرة وخاصة مركبات العناصر الانتقالية أو المعقدة.

الرابطة الفلزية :

عـندما ترتبط ذرات الفلزات مع بعضها البعض فإنها لا تكتسب التركيب الالكتروني للغازات النبـيلة فمـن السهل أن تفقد ذرات الفلزات مثل الصوديوم والبوتاسيوم الكترونات تكافؤها لتصـبح أيونـات موجـبة لان سالبيتها الكهربائية منخفضة تتماسك ذرات الفلز مع بعضها الـبعض فـي شكل بلوري صلب يحتوي على الأيونات الموجبة والإلكترونات التكافؤ الحرة والتـي تـتحرك حركة عشوائية خلال الشبكة البلورية في الفراغات الموجودة بين الأيونات الموجـبة بحيـث تشكل سحابة الكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير من الأيونات الفلزية الموجبة .كما في الشكل التالي:



وتسـمى قـوى الـتجاذب الكهربائي الناتجة بين الايونات الموجبة وهذه الإلكترونات السالبة بالرابطة الفلزية أي أن الرابطة الفلزية تنتج من سحابة الكترونات التكافؤ الحرة التـي تقلـل مـن التنافر القوى بين أيونات المعدن الموجبة ويعزى التوصيل الحراري والكهربي في الفلزات إلى الكترونات التكافؤ الحرة ويلعب عدد ألكترونات التكافؤ في ذرة الفلـز دورا مهما في قوة الرابطة الفلزية فكلما زاد عدد الكترونات التكافؤ في ذرة الفلز كلمـا أصـبحت الـذرات أكثر تماسكا وبالتالي يصبح الفلز أكثر صلابة وتكون درجات انصـهارها عالية فمثلا تكون الربطة الفلزية قوية جدا في بعض الفلزات كالحديد الذي يكون من الصعب تكسيره أو تشكيلة كما تكون ضعيفة في فلزات أخرى مثل البوتاسيوم أو الصـوديوم حيث يمكن قطعها بسهولة ويتضح ذلك عند مقارنة هذه الخواص لفلزات الصوديوم والمغنيسيوم والألمونيوم من عناصر الدورة

وتؤثـر هـذه الرابطة على الكثير من الخواص الفلزية كالتوصيل الكهربائي والحراري والبريق المعدني والصلابة والقابلية للطرق والسحب .

الفلز	عدد الكترونات المستوى الأخير(التكافؤ)	الصلابة	درجة الانصهار
صوديوم	1	لين	98
ماغنسيوم	2	طري	150
ألمونيوم	3	صلب	660

قوى الترابط بين الجزيئات:

تمـثل الـروابط الأيونية التساهمية القوى التي تربط بين الذرات في البلورة أو في الجزئ وتتحكم هذه الروابط في الصفات الكيميائية للمواد. وبالإضافة الى ذلك توجد قوى ترابط بين الجزيئات تحدد الخواص الفيزيائية للمركبات مثل درجات الغليان الانصهار.

تعتمد خواص السائل على ما بين الجزيئات من قوى تجاذب Intermolecular forces ، ولهذا يختلف سائل عن آخر. فدرجات الغليان مثلا-كما ذكرت آنفا- من الخواص التي ترتبط بهـذه القوى ارتباطا مباشرا. إذ أنها الارتباطات التي تنفصم حين يتحول السائل الى بخار، وهـذه الارتباطات وإن كانت ذات اثر محسوس على درجات الغليان ومثلها من الخواص إلا أنهـا أصـغر كثيرا من الروابط الكيميائية أو القوى العاملة داخل الجزئ فلكي تكسر الرابط الكيميائية في مول من بخار الماء ويتحول الى ذرات هيدروجين وأوكسجين يلزم من الطاقة يسـاوي 920كيلوجول (220 كيلو سعر)أما فصل جزيئات مول من الماء بعضها عن بعض ليتحول الى بخار فإنه يتطلب 40.7 كيلو جول (9.7 كيلو سعر) فقط.

وبصورة عامة إذا كانت القوى بين الجزيئات كبيرة فإن للسائل حرارة تبخير عالية ، وتكون لـه درجـة غلـيان عالية ولزوجة عالية،ولكن ضغطه البخاري قليل، وهناك مجموعة من القواعد المستمدة من فحص كثير من في صورة مقولات عامة وتعطينا وسيلة للتنبؤ ببعض الخواص :

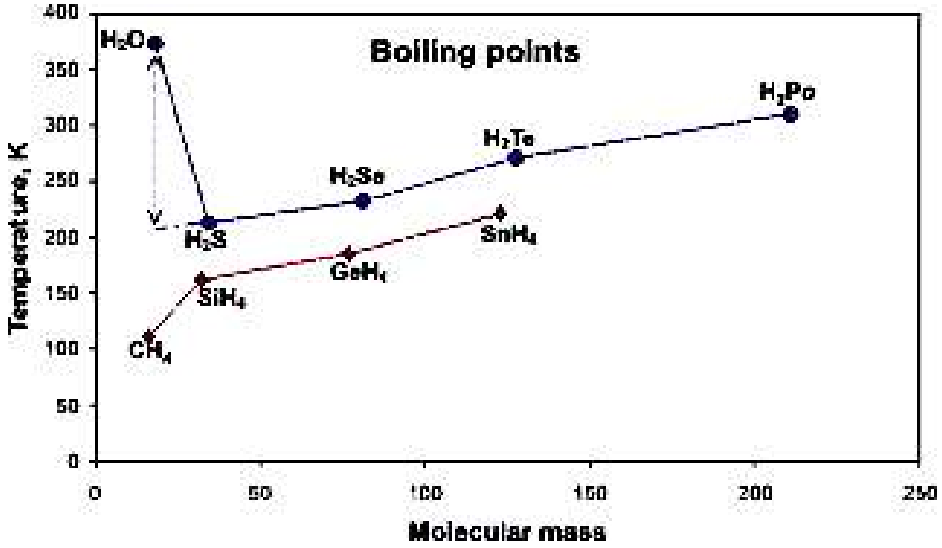
1- **إذا كانـت الجزيـئات متساوية في أوزانها أو متقاربة في الوزن الجزيئي ؛فإن قوى التجاذب تزداد بزيادة القطبية، فبالرغم من أن الميثان والأمونيا متقاربان في الوزن الجزيئي (16 و17على التوالي) لكن درجة غليان الأمونيا (عزم القطب 1.49μ تزيد عـن درجة غليان الميثان (عزم القطب صفر)، كذلك البروم يغلي عند نقطة تقل عن نقطة غليان ICl بسبب قطبية الأخير.**

2- إذا تساوت الجزيئات في قطبيتها سواء أكانت ضعيفة أم قوية أو كانت متقاربة في القطبية تزداد قوى التجاذب بازدياد الوزن الجزيئي.

3- هناك بعض المركبات التي ترتبط جزيئاتها فيما بينها بروابط تدعى الروابط الهيدروجينية (سوف نتطرق إليها بشيء من التفصيل لاحقا) وهذه الروابط تنشأ إذا كان في المركب هيدروجين متصل مع N,O,F وهذه ذرات ذات كهروسالبية عالية ،فإذا وجد مثل هذه الروابط بين جزيئات المركب (كما هو الحال بين جزيئات الماء)نجد أن درجة غليانه أعلى مما نتوقع حسب وزنه الجزيئي إذا قارناه مع سلسلة المركبات ذات الصلات القوية به. ففي سلسلة المركبات:

H_2O (100^o), H_2S(-61^o) , H_2Se (-41^o) , H_2Te (-2^o)

حيث نجد للماء درجة غليان عالية جدا ، أما درجات غليان المركبات الثلاثة الأخرى (كلها غازات في درجة حرارة الغرفة) فتتبع الازدياد في الوزن الجزيئي (القاعدة 2). كما في الشكل التالي.



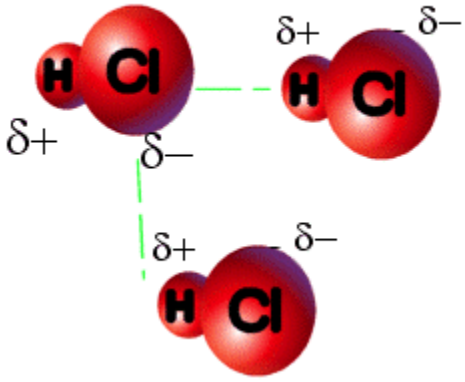
وتوجد عدة أنواع من هذه القوى :

1- قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية: Dipole-Dipole Attraction

الجزيئات القطبية Polar هي الجزيئات التي لها طرف موجب الشحنة وآخر سالب الشحنة بسبب انفصال الشحنات وسبب ذلك هو عدم التساوي بين الذرات في جذب مل منهما للالكترونات في الرابطة التساهمية. والشحنات الموجودة على أطراف الجزيئات القطبية شحنات جزئية ، ولا تصل في مقدارها الى الشحنات الكاملة على الأيونات كما

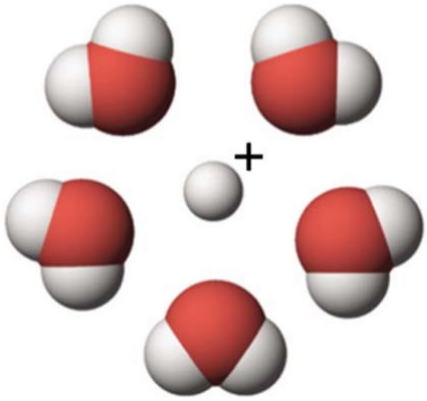
فـي كلوريـد الصـوديوم Na^+Cl^- ، ولذلك فإن القوى المؤثرة بين الجزيئات القطبية أضـعف وأقـل تأثـيرا مما بين الأيونات ، وهي تتناقص بسرعة بزيادة المسافة لأنها تتناسـب عكسـيا مـع مكعب المسافة خلافا لقوى التجاذب بين الأيونات التي تتناسب عكسيا مع المسافة.

ومع ضعفها النسبي فإن تأثير قوى التجاذب هذه واضح في خواص المركبات التي تكاد تتساوى في الوزن الجزيئي وفي حجم الجزئ إذ أن القوى تتزايد مقدارا بزيادة القطبية فتظهر آثارها في خواص مثل درجة الغليان .

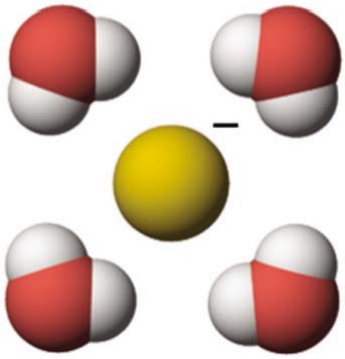


2- التجاذب بين الأيونات والجزيئات القطبية : Ion-Dipole Attraction

مـن الطبيعي أن نتوقع حدوث تجاذب بين أيون موجب الشحنة والطرف السالب لجزئ قطبـي ،وأن يحـدث تجـاذب مماثل بين أيون سالب الشحنة والطرف الموجب للجزئ القطبـي ، ولاشـك أن هذه القوى أكبر مما يحدث بين أطراف الجزيئات القطبية.إذ أن الأخيرة تحدث بين شحنات جزئية أما تجاذب أيون-جزئ قطبي فإن أحد المشاركين فيه يحمـل شـحنة كاملة. ولهذه القوى أهمية خاصة في ذائبية المواد الأيونية في المذيبات القطبية ،كما في حالة ذوبان كلوريد الصوديوم في الماء. فبالاعتماد على مقدار الشحنة وعلى حجم الأيون يمكننا تقدير مدى قوى التجاذب بين جزيئات الماء وكل من الأيونات التالـية : K^+ ، Na^+ ، Mg^{++} ، وذلك بالرجوع الى قيم أنصاف الأقطار الأيونية وتغيرها حسـب المواقع في الجدول الدوري نصل الى أن تتابع أطوال أنصاف الأقطار هو $K^+ < Mg^{++} < Na^+$ ، وحيـث أن أيون Mg^{++} هو الأصغر حجما ويحمل شحنة ثنائية ؛فإن قوة التجاذب بين H_2O و Mg^{++} هي الأقوى وتلي ذلك قوة التجاذب بين Na^+و H_2O، وأصغرها قوة التجاذب بين H_2O و K^+.



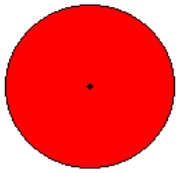
Water surrounding a cation



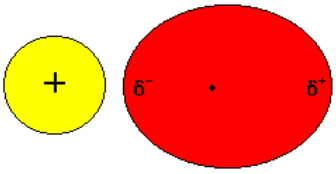
Water surrounding an anion

3- التجاذب بين أيون وجزئ مستقطب:

قد يؤدي اقتراب أيون من جزئ غير قطبي الى احداث تشويه في التوزيع الالكتروني في الجزئ ينشأ بسببه قطبان ، ويصبح الجزئ قطبيا للحظة قصيرة جدا بالتأثير الناجم عن شـحنة الأيـون ما دام التأثير فائما، ولا شك في ان مقدار التجاذب يتوقف على شحنة الأيـون وحجمـه ، ومـا اذا كان ذلك يسمح له بالاقتراب من الجزئ الى حد يحدث فيه تأثـيرا ثقويا ، وكذلك يعتمد مقدارالتجاذب على سهولة تشويه السحابات الالكترونية في الجـزئ الـذي يخضع للتأثير ، وذلك يعتمد على قوة الارتباط بين الالكترونات وشحنات النوى، وبشكل عام فإن وجود عدد كبير من الالكترونات واتساع نطاق انتشار السحابات الالكترونية عوامل تساعد في استقطاب الجزيئات.



Spherical atom with no dipole. The dot indicates the location of the nucleus.



Upon approach of a charged ion, electrons in the atom respond and the atom develops a dipole.

4- قوى فانديرفال (أو قوى تشتت لندن):

هناك حقيقة تجريبية نراها في تحويل الغازات النبيلة والغازات غير القطبية التي تحتوي جزيئاتها على ذرتين متماثلتين مثل (H_2,N_2,O_2, Cl_2) الى سوائل، مما يدل على وجود قـوى تجـاذب سواء بين الذرات المنفردة في المجموعة الأولى أو بين الجزيئات غير القطبية في المجموعة الثانية ، وليس في وسعنا أن نفسر هذه القوى بدلالة الأنواع التي شرحت آنفا . فما هي إذا طبيعتها؟؟؟؟

إن الجـواب يكمن في النظر في ما قد يطرأ على التوزيع الإلكتروني من تغير بسبب حركة الإلكترونات داخل الجزئ (أو الذرة) ، وما بينها وبين غيرها في الجزئ نفسه أو في جزيئات مجاورة من تنافر متبادل . ونتيجة ذلك أن هناك قوى تجاذب ضعيفة يطلق علـيها قـوى فانديرفال أو قوى لندن ،نسبة الى واحد من العالمين اللذين وصفاها. فقد تحـدث نتيجة لحركة الإلكترونات الدائبة هذه إزاحة مؤقتة للكثافة الإلكترونية مما يجعل الـذرة أو الجـزئ قطبـيا للحظـة قصيرة جدا ، وهذا الكيان المستقطب قادر – مادام موجـودا- على إحداث استقطاب بالتأثير في ذرة أو جزئ مجاور،فينشأ من ذلك وضع يسمح بتجاذبهما، ولا شك أن هذه القوى ضعيفة جدا ، وهي لا توجد إلا إذا كانت الذرات أو الجزيئات قريبة جدا ، وبشكل عام تزداد هذه القوى مقدارا إذا زاد حجم الجزئ ، وإذا كانـت إلكـتروناته أبعـد عـن التأثـير الجاذب لمجموعة النوى فيه مما يفتح المجال للاسـتقطاب. وحيـث أن الحجم يزداد بازدياد الوزن الجزيئي عادة؛ فإن قوى فانديرفال تـزداد بـزيادة الـوزن الجزيئـي فدرجـة غليان الكلور أعلى كثيرا من درجة غليان النيتروجين مع أن كلا منهما غير قطبي ، ومثل هذا الارتباط مع الوزن الجزيئي والحجم الجزيئي يشاهد في حالة الهيدروكربونات .

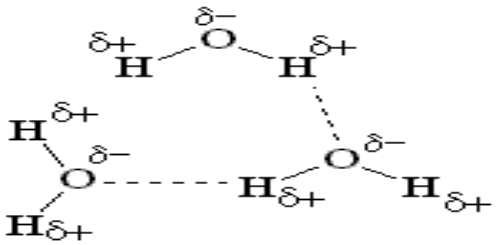
ومـن الجديـر بالذكر أن قوى التجاذب الناشئة على هذه النحو تسهم في الارتباط بين جزيـئات جميع المواد بما في ذلك تلك التي لجزيئاتها قطبية دائمة ، لكنها في مثل هذه الحالة قد تكون أقل مما يحدث من تجاذب بسب القطبية الدائمة ، ولكن في حالات أخرى كمـا في مركبات H_2S و H_2Se و H_2Te نجد أن درجات الغليان تزداد بازياد الوزن الجزيئي على نحو ما نتوقع من ارتفاع قابلية الاستقطاب.

5- الرابطة الهيدروجينية :Hydrogen Bond

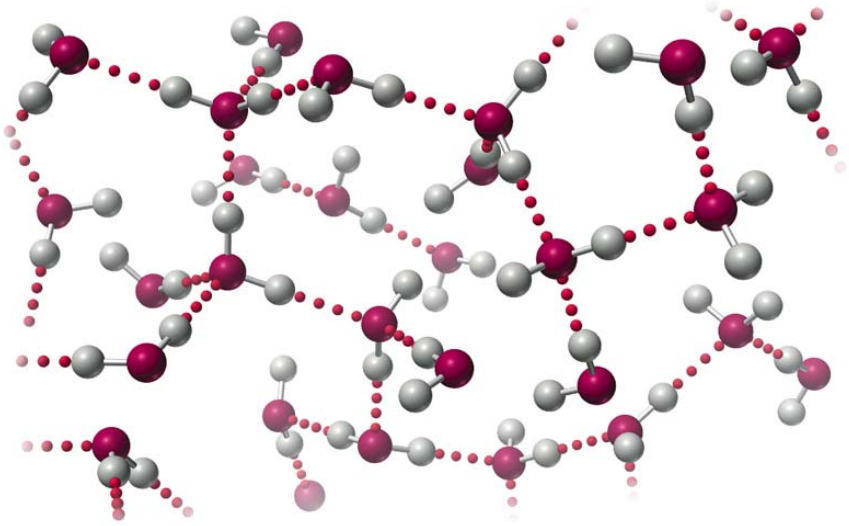
توجـد هـذه الـرابطة في المركبات التي تحتوي جزيئاتها على ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة تساهمية مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية مثل الفلور أو الأوكسجين أو

النيتروجيـن ، ففي مركبات مثل الماء H_2O والأمونيا NH_3 وفلوريد الهيدروجين HF تتصـف الجزيـئات بقطبـية عالـية ممـا يـؤدي الى وجود تجاذب كهربائي بين ذرة الهيدروجيـن في جزئ والذرة ذات السالبية الكهربائية العالية في في جزئ آخر مكونة الرابطة الهيدروجينية .

فمـثلا الماء سواء السائل أم الثلج تنشأ الرابطة الهيدروجينية نتيجة لقوى التجاذب الكهربائـي بين ذرة هيدروجين في جزئ وذرة أكسجين في جزئ مجاور، ويكون لذرة الهيدروجين القدرة على مركزة نفسها بين ذرتي أكسجين ترتبط بإحداها بواسطة رابطة تسـاهمية وبالأخرى رابطة هيدروجينية (تمثل الرابطة الهيدروجينية بخط متقطع) كما في الشكل.



هـذه الـرابطة تكسب مركباتها خصائص فريدة ، فمع أنها رابطة ضعيفة إلا أنها تسبب تغيرات في الخواص الفيزيائية للمركبات.

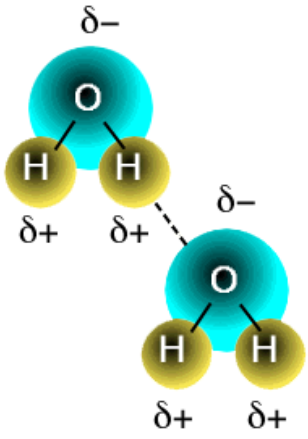


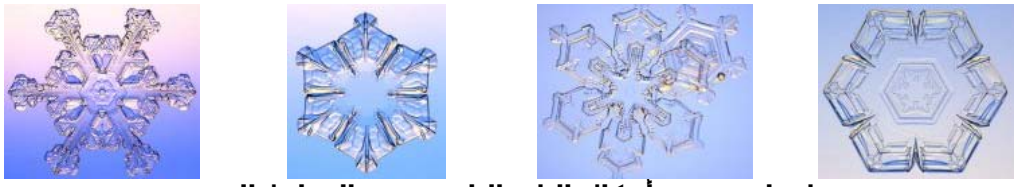
الرابطة الهيدروجينية تعمل على تماسك أي عدد من جزيئات الماء

تأثير الرابطة الهيدروجينية على الخواص الفيزيائية للماء:

للخـواص الفيزيائـية للماء والناتجة عن الرابطة الهيدروجينية تأثير كبير بيولوجيا وبيئيا وهذا من قدرة الله وعظمته ونعمته على عباده ، ومن هذه التأثيرات :

1- ارتفـاع درجـة غلـيان الماء (100^0م) ، فمن المعروف أن الماء يغلي عند درجة (100) مـئوية وتعتـبر هذه الدرجة مرتفعة جدا بالنسبة لمركب مثل الماء الذي كتلته الجزيئـية (18 وحـدة كتل ذرية) فقط فإذا قارننا هذه الدرجة بدرجة غليان مركب غاز الهدروجيـن فكتلته الجزيئية (34) ويغلي عند درجة (-61) فالمفروض أن تكون درجة غلـيانه اقل ذلك حيث أن الأوكسجين يسبق الكبريت في المجموعة السادسة ويرجع ذلك الـى شذوذ درجة غليان الماء إلى أن ذرة الأكسجين تتميز بصغر حجمها وبالتالي فان سالبيتها الكهربائية عالية (3.5) بينما السالبية الكهربائية للهدروجين =2.1 ونتيجه لهذا الفـرق فـي السالبية الكهربائية يكون جزى الماء قطبيا تحمل ذرة الأكسجين فيه شحنة سـالبة جزئيه بينما ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية ونتيجة لاختلاف الشحنة على ذرة الأوكسجين وذرتي الهيدروجين في جزيئات لماء تتجاذب الجزيئات مع البعض عن طـريق ما يسمى بالرابطة الهيدروجينية وتصبح ذرة الأوكسجين تعمل كقنطرة او جسر بيـن ذرتي الهيدروجين لها سالبيه كهربائية عالية فتقترب الجزيئات من بعضها البعض بدرجة تمكن معها ذرة اعتبار ذرة الهيدروجين كرابطة تربط الجزيئات معا.





بلورات بعض أشكال الثلج الناشئة عن الروابط الهيدروجينية

ويعـزى ارتفـاع درجـة غلـيان الماء الى أن الطاقة الحرارية تستغل في تكسير الروابط الهيدروجينية .

2-يؤدي اختلاف ترتيب الرابطة الهيدروجينية في الثلج عنه في الماء الى زيادة حجم الثلج وبالتالـي انخفاض كثافته عن الماء عند درجة الصفر المئوي ، وهذا يؤدي الى طفو الثلج علـى سطح الماء ،فيعمل طبقة عازلة مانعا التجمد الكامل للماء الذي أسفله ،أي أن البرك والمستنقعات سوف تتجمد من أعلى الى أسفل.

3- القـيمة العالـية للتوتر السطحي للماء مما يؤدي الى ارتفاعه في جذور سيقان النباتات (الخاصية الشعرية).

ولـيس وجود الروابط الهيدروجينية مقتصرا على الجزيئات التي من نوع واحد ،فهي تنشأ بيـن جزيـئات مختلفة كما بين جزيئات الماء والكحول ،وبين جزيئات الماء الأمونيا أو بين جزيئات الماء وجزيئات فيها رابطة كربون- أكسجين مزدوجة C=O (مجموعة كيتون) ، ومن الروابط الهيدروجينية ذات الأهمية في المجال الحيوي ما ينشأ داخل البروتين وطرفاها رابطة N-H ورابطة C=O .

فسر:
سكر القصب مادة بلورية قد تتفحم قبل أن يظهر عليها أثر الانصهار.؟؟؟

وبالـرغم مـن التأثـير الواضـح للرابطة الهيدروجينية على الخواص إلا أن قوة هذه الـرابطة اقل بكثير من الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية) فالرابطة الهيدروجينية أضعف كثيرا واكثر طولا من الروابط التساهمية وتعتمد قوة الرابطة الهيدروجينية على السالبية الكهربية للذرتين التي تربطهما معا وتأخذ المركبات ذات الرابطة الهيدروجينية أشكالا متعددة فقد تكون الجزيئات على خط مستقيم او حلقة مغلقة او شبكة مفتوحة .