

Covalent Bond

الاوراىر اللىساهاىة :-

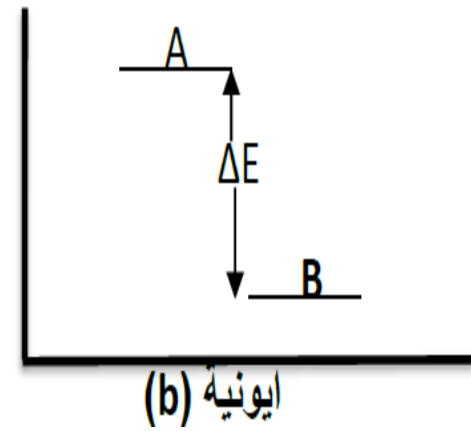
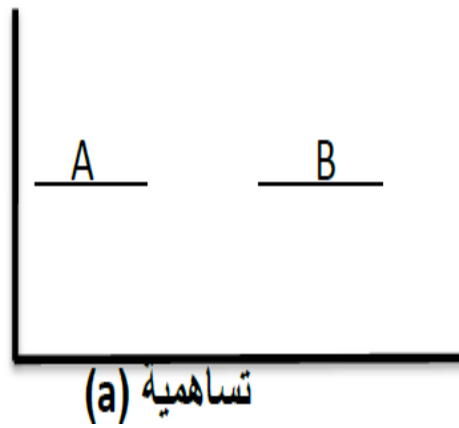
فى الوقى الذى كان ىتم فىه تطوير النموذج الالىكروسىاىكى لىوضىح الاىصرة الاىونىة تطورىة نظرىة أخرى لفهم نوع اخر من اللىاصر بىلالة الاىشارك الالىكرونى وكان اول من ساهم فى تطوير هذى النظرىة هما العالمان لانكمىر (Langmuir) (جلىبرى لوىس) (G.N.Lewis) وما تزال الصىغ اللى وضعاها لبعى القواعد الأولىة لللىاصر لىسخدم بىا اقرحا أن اللىاصر الكىماىى هو عملىة لىشارك الالىكروناى بىن الذراى. بىمعنى أن الاىصرة فى الجزىء لىكون بازدواج الالىكرونىن. ولىكون الاىصرة اللىساهاىة covalent bond من مساهمة كل ذرة بالىكترون للأىصرة اللى لىجمع بىنهما.

وندرج هنا بعض القواعد الأساسية لىكون الاىصرة اللىساهاىة



وندرج هنا بعض القواعد الأساسية لتكوين الاصرة التساهمية

1- لحدوث تاصر تساهمي يجب ان يكون التاصر الايوني غير ممكن وذلك يعني ببساطة وجوب مقارنة طاقة الالكترون على الذرة الأولى (A) مع طاقة الالكترون على الذرة الثانية (B) فاذا كان متساويان تتحد الذرتان لتكوين اصرة تساهمية . لكن اذا كان مستوى الطاقة على الذرة (B) اوطأ كثير من المستوى على الذرة (A) ينتقل الالكترون من الذرة (A) الى الذرة (B) لتنتج اصرة ايونية



2- يستعمل عادة زوج من الالكترونات لتكوين الاصرة التساهمية . وحسب قاعدة باولي للاستبعاد يجب ان يكون برم الالكترونين مزدوجا اذا شغل كلاهما نفس المكان في الفراغ بين النواتين لذا يعد تعريف الاصرة التساهمية بانها زوجا من الالكترونات محدود جدا . وسوف نلاحظ ان التأكيد على الازدواج الالكتروني في تكوين الاصرة غير ضروري وقد يسبب بعض الالتباس .

3- يجب ان تتداخل الاوربتالات الذرية على الذرات المتاصرة . أي انها تشترك بالمنطقة نفسها من الفراغ لحدوث التاصر كما يجب الانتباه بشكل كبير الى تماثل الاوربتالات

4- يجب ان يكون لمعظم الجزيئات الحد الأعلى من الالكترونات في غلاف التكافؤ (ثمان الكترونات). يعد ذلك ضروريا للعناصر من الليثيوم الى الفلور بسبب امتلاكها اربع اوربتالات فقط في غلاف التكافؤ . كما انه من الشائع للعناصر الأخرى التي تستفيد من اوربتالات S,P فقط. تحت هذه الظروف يجب ان يكون مجموع المزدوجات سواء كانت مشتركة في التاصر او غير مشتركة في التاصر مساويا لعدد الاوربتالات وهو اربع اوربتالات .

5- يمكن لغلاف التكافؤ ان يتسع لاكثر من ثمانية الكترونات بالنسبة للعناصر التي تمتلك اوربتالات متوفرة من نوع d ولما كانت اوربتالات d تظهر أول مرة في مستوى الطاقة الثالث . فان هذه العناصر تقع جميعها في الدورة الثالثة وما يليها من الدورات (اللافلزات في مركباتها عالية التكافؤ اما الفلزات ففي المركبات المعقدة) في حالة اللافلزات يمثل عدد الكترونات التكافؤ العامل المحدد . وهكذا يوجد اقصى حد للتساهمية من 5,6,7,8 في المجاميع V , VI , VII , VIII .



6- تقل التناثرات بين الالكترونات اذ تعمل الالكترونات التاصرية والالكترونات غير التاصرية على ترتيب نفسها لتجنب التناثر فيما بينها قدر الإمكان

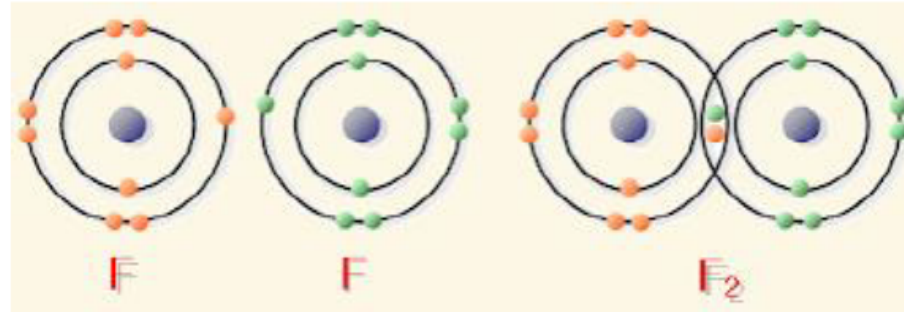
7- لقد افترض في جميع هذه القواعد ان الجزيئة تبحث عن اوطأ طاقة. ذلك يعني انها تكون اعلى عدد من الاواصر أي تتكون اقوى أواصر ممكنة ويكون ترتيب الذرات في الجزيئة بحيث يعمل على تقليل طاقات التناثر .

وعادة ما نشير لهذه الاصرة عند الكتابة بوضع خط يصل بين رمزي الذرتين. وفي هذه الاصرة يقع الإلكترون المكونان للأصرة التساهمية تحت تأثير نواتي الذرتين بقوى التجاذب التي تعملان على الإمساك بهما في الاصرة. وبصفة عامة تعتبر قوة التجاذب بين الأنوية الإلكترونية هي المسؤول الرئيس عن تكون الاصرة التساهمية في جميع الجزيئات الأخرى.

ناخذ مثال على المركبات التساهمية التي لا يمكن تفسير الاصرة الموجودة بين الذرات بانتقال الإلكترونات من ذرة إلى أخرى. ففي حالة جزيء الهيدروجين ، على سبيل المثال، لا يمكن تفسير التاصر بين الذرتين عن طريق انتقال الإلكترون من ذرة إلى أخرى وذلك لأنهما تبقيان متماتلتين بعد التاصر. لذا ففي مثل هذه الحالة يفترض أن هنالك اشتراكاً بالإلكترونات بين الذرات المترابطة. وتسمى الاصرة الحاصلة بالأصرة التساهمية ، وتوجد هذه الاصرة في المركبات العضوية جميعها



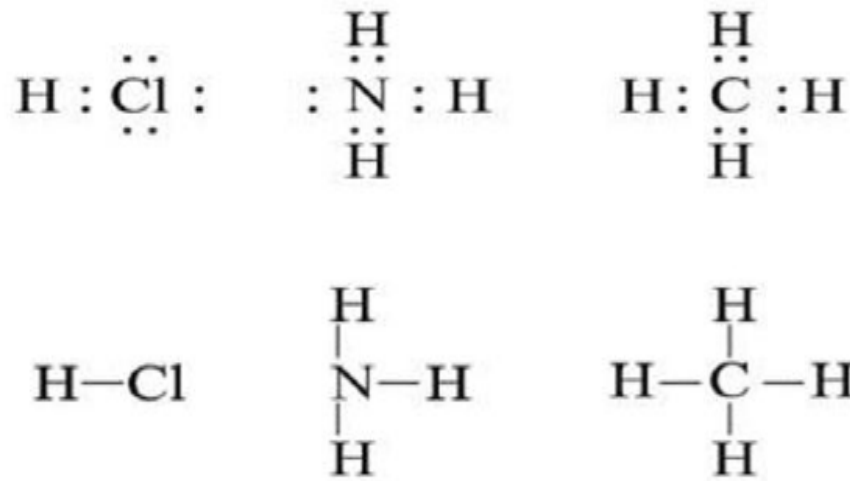
تنتهي المزدوجات الإلكترونية لذرة ما بالقدر نفسه الذي تنتمي فيه للذرة الأخرى المشتركة معها، وتأخذ مكان بين الذرتين المشتركين. والاصرة التساهمية تتوجه وفق محور النواتين للذرتين المشتركين مثلاً يقال إن الاصرة التساهمية بسيطة إذا كان بين الذرتين مزدوج إلكتروني واحد. وبالنسبة للذرات الأخرى متعددة الإلكترونات فإن التاصر التساهمي يتضمن فقط الإلكترونات الموجودة في غلاف التكافؤ. فإذا أخذنا ذرة الفلور التي لها التوزيع الإلكتروني $[He] 2S^2 2p^5$ على سبيل المثال نجد أن عملية التاصر فيها تتضمن فقط الإلكترونات في $2s$ و $2p$ أما إلكترونات الغلاف $1s$ فهي بسبب قربها الشديد من النواة لها طاقة منخفضة جداً مما يجعلها لا تشترك في التاصر وتبقى لتمثل القلب الداخلي المكتمل للذرة. وبرسم تمثل النقاط بطريقة لويس لذرة الفلور.



نجد أن ذرة الفلور لا تحتوي إلا على إلكترون واحد منفرد بينما جميع الإلكترونات الستة الأخرى في غلاف التكافؤ تكون مزدوجة وعندما تتكون الاصرة بين ذرتي فلور فإن هذين الإلكترونين يزدوجان ليكونا الرابطة التساهمية التي تجمع هاتين الذرتين ببعضهما في جزيء الفلور.

نلاحظ أن الترابط يحدث فقط بين إلكترونين من الإلكترونات التكافؤ القادمين من الذرتين المكونتين للجزيء بينما باقي الأزواج الإلكترونية تظل كما هي دون تغيير وهذه هي ما يطلق عليها الأزواج الفريدة lone pairs.

وتكون الاصرة ثنائية (مضاعفة) عند ارتباط الذرتين بمزدوجين الكترونيين ، وقد تكون ثلاثية عند وجود ثلاث مزدوجات الكترونية بين الذرتين المرتبطتين. إن الاصرة المفردة بين الذرتين أطول وأضعف من الاصرة الثنائية بينهما، وهذه بدورها أطول وأضعف من الاصرة الثلاثية بينهما. تتحقق قاعدة الثمانية في الذرات البسيطة التي لا يختلف فيها الترتيب الالكتروني لغلافها الخارجي بشكل كبير عن الترتيب الالكتروني للغاز النبيل ، اصبح واضحا إن الإلكترونات في الغلاف الخارجي فقط هي التي تشارك في تشكيل الاصرة التساهمية ولذا تدعى هذه الإلكترونات، إلكترونات التكافؤ ، ويشار إليها بنقاط توضع حول رمز العنصر. كما في الأمثلة التالية



يمكن ان نميز ثلاث أنواع رئيسية من الاصرة التساهمية هي

1- الاصرة التساهمية الحقيقية غير قطبية متجانسة توجد هذه الاواصر عندما ترتبط ذرتين متماثلتين مثل الهيدروجين او الكلور

2- أواصر تساهمية قطبية غير متجانسة توجد هذه الاواصر عندما ترتبط ذرتين مختلفتي السالية الكهربائية مثل (HF) يكون المزدوج الالكتروني قريب من ذرة الفلور

3- أواصر تساهمية تساندية (التناسقية) توجد هذه الاواصر عندما ترتبط ذرتين حيث تقدم الأولى الزوج الالكتروني والثانية الاوربتال الفارغ .



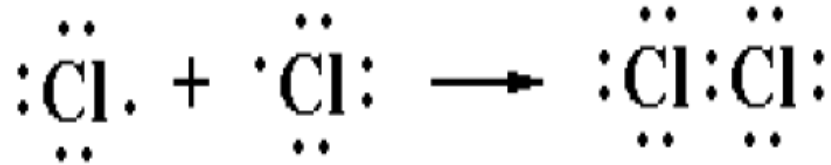
يعتبر جزيئة الهيدروجين ابسط حالة لوصف تكون اصرة الزوج الالكتروني فعندما تصطدم ذرتا هيدروجين مع بعضهما البعض يكون زوج الكتروني بينهما نظرا لان الغلاف الأول الذي يحتوي على اوربتال من نوع S ذات مدار واحد الذي يستطيع استيعاب المزدوج الالكتروني المكون للأصرة .



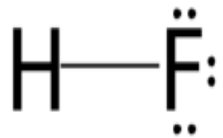
الا انه لا تستطيع أي من الذرتين الاحتفاظ بالمزدوج الالكتروني بشكل تام ان الية اندماج المداران الذريان مع بعضهما البعض بالرغم من انها من نوع واحد يعود الى ان كل من هاتين الذرتين بدأت تقرب من الأخرى فعلى بعد معين تبدأ السحابة الالكترونية (S) العائدة الى كل منهما بالتغطية المتبادلة فتزداد الكثافة الالكترونية بين النواتين مما يؤدي الى اضعاف التنافر بينهما كما ان كل من الالكترونين يشعر (عند حدوث التغطية المتبادلة) بانجذابه نحو النواة الأخرى بالإضافة الى انجذابه نحو نواته الاصلية مما يساعد على ارتباط الذرتين , وأخيرا فان الالكترونين المؤلفين للأصرة يدوران بلف ذاتي متعاكس مما يؤدي الى تجاذب مغناطيسي بينهما يضعف من تنافرها الكهربائي عند ذلك يندمج المداران الذريان في سحابة اكبر تشمل النواتين .

يمكن التعبير عن الرمز الالكتروني لجزيئة الهيدروجين بأحد الطريقتين H:H او H-H

اما في حالة الكلور فان تكون الاصرة التساهمية يعتمد على ان كل ذرة من الذرتين المكونتين لجزيئة الكلور ينقصها الكترون واحد ليكتمل مدارها الخارجي ويصل الى تركيب الثماني المستقر . فعندما تصطدم الذرتان مع بعضهما البعض فان كل ذرة تحاول الوصول الى التركيب الثماني لكن لاتستطيع أي من الذرتين نزع الالكترون بشكل كامل من الأخرى وضمه اليها لكونهما متماثلتين تماما كما سبق وعلى ذلك فان الذرتين تتشاركان بزواج الكتروني بحيث يعتبران احدهما تكمل مدارها الخارجي الى ثمانية أجزاء من الوقت وكذلك بالنسبة للاخرى ولفترة متساوية .



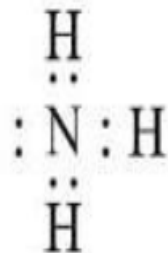
ندرج امثلة لمركبات الهيدروجين مع أربعة من عناصر الجدول الدوري



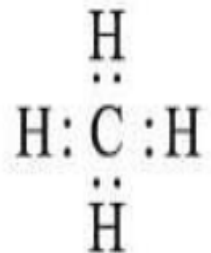
حامض الهيدروفلوريد



ماء



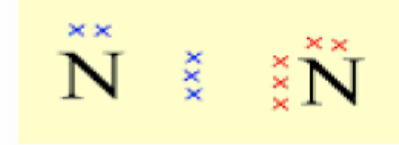
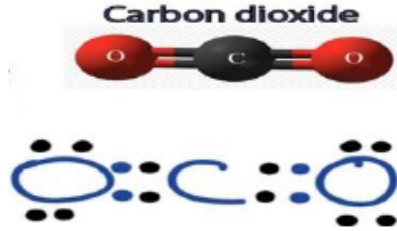
امونيا



ميثان



في جزيئة فلوريد الهيدروجين يتحد الفلور بذرة هيدروجين واحدة ويتحد الاوكسجين في جزيئة الماء بذرتي هيدروجين بينما يتحد ثلاث ذرات من الهيدروجين بذرة النتروجين في جزيئة الامونيا واخيرا تتحد اربع ذرات هيدروجين بذرة الكربون في جزيئة الميثان . بشكل مبسط يمكن ان تعين تكافؤ عنصر ما من عدد الالكترونات المشتركة في الزوج الالكتروني. قد يحتاج الامر لاكثر من زوج الكتروني للارتباط كما هو الحال في جزيئة النتروجين او جزيئة ثاني أوكسيد الكربون حيث تنشأ الاواصر المضاعفة (ثنائية او ثلاثية)



$${}_6\text{C} = 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^2$$

$${}_7\text{N} = 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^3$$

$${}_8\text{O} = 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{p}^4$$

نلاحظ انه يمكن لذرة الاوكسجين ان تستوعب الكترونين حيث تشكل اصرتين بينما ذرة النتروجين تستوعب ثلاث الكترونات تشكل ثلاث اواصر اما ذرة الكربون فقد تكون ثنائية او رباعية اذا تحرك احد الكترونات (2S) لان الفرق في الطاقة بين 2S و 2p ليس كبيرا لذلك يمكن لالكترون 2S ان يقفز الى 2p ليكون الاصرة الرباعية للكربون .

يمكن تلخيص خصائص المركبات التساهمية بالنقاط التالية

١. توجد المركبات التساهمية على شكل جزيئات مستقلة تترابط بينها بقوى تجاذب ضعيفة ، لذلك تسمى المواد التي ترتبط بروابط تساهمية بالمواد الجزيئية .

٢. قد توجد المواد الجزيئية في الحالة الصلبة (مثل السكر) أو السائلة (مثل الماء) أو الغازية (مثل الهيدروجين) ، ويمكن أن تملك مادة جزيئية واحدة حالات المادة الثلاث إذا رفعا درجة حرارتها كما يحدث في الثلج الذي يتحول إلى ماء سائل بالتسخين وإلى بخار إذا استمر التسخين .

٣. محاليل المواد الجزيئية قد توصل للتيار الكهربائي مثل محاليل الحموض ، وقد تكون غير موصلة مثل محلول السكر في الماء .

تتفكك محاليل الحموض مثل حمض الهيدروكلوريك HCl إلى أيونات موجبة وأخرى سالبة ، فهي بذلك موصلة للتيار الكهربائي ، أما محلول السكر فهو غير موصل للتيار الكهربائي لأنه يتفكك إلى جزيئات متعادلة عند إذابته في الماء .

٤. درجات انصهارها منخفضة .



قطبية الاصرة

يؤدي اختلاف جذب الذرات المختلفة للإلكترونات المشتركة بين الذرتين في الجزيء المعتدل إلى أن تكون بعض الاواصر القطبية polar وبعضها الآخر غير قطبية nonpolar. ففي حالة الجزيئات التي يتألف كل منها من ذرتين، تكون الاصرة غير قطبية إذا كانت الذرتان متماثلتين، وتكون قطبية إذا كانت الذرتان مختلفتين. ففي جزيء الهيدروجين، مثلاً، يكون التشارك بالزوج الإلكتروني متساوياً.

أما في حالة HCl فلا ينطبق مركز الشحنة الموجبة على مركز الشحنة السالبة الذي هو أقرب إلى نواة ذرة الكلور منه إلى نواة ذرة الهيدروجين. وهكذا تبدو ذرة الهيدروجين بالنتيجة وكأنها مشحونة بشحنة موجبة جزئية تساوي بالقيمة المطلقة الشحنة السالبة الكائنة على ذرة الكلور، علماً بأن الجزيء ككل لا يزال معتدلاً كهربائياً.

الكهرسلبية

وجد أنه من الممكن التعبير عددياً عن ميل ذرة ما لجذب الإلكترونات نحوها في الجزيء المعتدل عندما تكون طرفاً في اصرة مشتركة مع غيرها من ذرات العناصر الأخرى. يدعى العدد الذي يعبر عن هذه الخاصية كهرسلبية electronegativity العنصر. وتقوم أبسط الطرق المقترحة للتعبير عن هذه الخاصية على أساس أن كهرسلبية عنصر تساوي الوسط الحسابي لكمون تشدهم ألفته الالكترونية

قاعدة بولنغ في تحديد نوع الاصرة

إن العامل الرئيس في تحديد نوع الاصرة الموجودة في جزيء ما هو كهرسلبية الذرات التي يحويها ذلك الجزيء. وقد وجد العالم بولنغ Pauling الذي درس الاصرة الكيماوية دراسة مستفيضة أنه كلما ازداد الفرق في الكهرسلبية بين العنصرين المترابطين ازدادت الصفة الايونية في المركب الناتج. وبصورة عامة، إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين العنصرين يتعدى 1.7 كان المركب ايونياً أكثر منه مشتركاً، وإذا كان أصغر من 1.7 غلبت على المركب الصفة المشتركة، وإذا قارب الفرق 1.7 كان المركب 50% ايونياً.

وبحسب هذه القاعدة الإجمالية تكون مركبات المعادن الكهروموجبية مع اللافلزات مركبات تغلب عليها الصفة الايونية.
الرابطه المشتركة التناسقية



قطبية الاصرة

يؤدي اختلاف جذب الذرات المختلفة للإلكترونات المشتركة بين الذرتين في الجزيء المعتدل إلى أن تكون بعض الاواصر القطبية polar وبعضها الآخر غير قطبية nonpolar. ففي حالة الجزيئات التي يتألف كل منها من ذرتين، تكون الاصرة غير قطبية إذا كانت الذرتان متماثلتين، وتكون قطبية إذا كانت الذرتان مختلفتين. ففي جزيء الهيدروجين، مثلاً، يكون التشارك بالزوج الإلكتروني متساوياً.

أما في حالة HCl فلا ينطبق مركز الشحنة الموجبة على مركز الشحنة السالبة الذي هو أقرب إلى نواة ذرة الكلور منه إلى نواة ذرة الهيدروجين. وهكذا تبدو ذرة الهيدروجين بالنتيجة وكأنها مشحونة بشحنة موجبة جزئية تساوي بالقيمة المطلقة الشحنة السالبة الكائنة على ذرة الكلور، علماً بأن الجزيء ككل لا يزال معتدلاً كهربائياً.

الكهرسلبية

وجد أنه من الممكن التعبير عددياً عن ميل ذرة ما لجذب الإلكترونات نحوها في الجزيء المعتدل عندما تكون طرفاً في اصرة مشتركة مع غيرها من ذرات العناصر الأخرى. يدعى العدد الذي يعبر عن هذه الخاصية كهرسلبية electronegativity العنصر. وتقوم أبسط الطرق المقترحة للتعبير عن هذه الخاصية على أساس أن كهرسلبية عنصر تساوي الوسط الحسابي لكمون تشدهم ألفته الالكت، منة

قاعدة بولنغ في تحديد نوع الاصرة

إن العامل الرئيس في تحديد نوع الاصرة الموجودة في جزيء ما هو كهرسلبية الذرات التي يحويها ذلك الجزيء. وقد وجد العالم بولنغ Pauling الذي درس الاصرة الكيماوية دراسة مستفيضة أنه كلما ازداد الفرق في الكهرسلبية بين العنصرين المترابطين ازدادت الصفة الايونية في المركب الناتج. وبصورة عامة، إذا كان الفرق في الكهرسلبية بين العنصرين يتعدى 1.7 كان المركب ايونياً أكثر منه مشتركاً، وإذا كان أصغر من 1.7 غلبت على المركب الصفة المشتركة، وإذا قارب الفرق 1.7 كان المركب 50% ايونياً.

وبحسب هذه القاعدة الإجمالية تكون مركبات المعادن الكهروموجبية مع اللافلزات مركبات تغلب عليها الصفة الايونية.
الرابطه المشتركة التناسقية

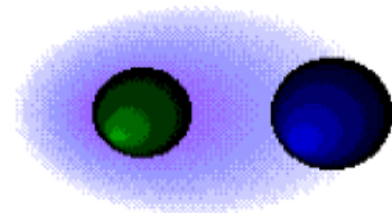


قطبية الجزيئات التساهمية:

يقصد بالقطبية احتواء جزيء المركب التساهمي الواحد على شحنتين مختلفتين بحيث يكون هناك طرف موجب (جزء تتركز فيه الشحنة الموجبة) وطرف سالب (جزء تتركز فيه الشحنة السالبة) بمعنى أن يكون في الجزيء قطبين مختلفين في الشحنة



غير قطبي



وفي الحقيقة فإن قطبية الجزيء التساهمي ناتجة من قطبية الروابط التساهمية المكونة له ، فالمركبات التساهمية المحتوية على روابط قطبية تكون مركبات قطبية والمركبات التي لا يوجد بها روابط قطبية تكون مركبات غير قطبية.

line showing the covalent bond



electron pair

رابطة غير قطبية



رابطة قطبية



Decreasing of polarity
Decreasing of electric dipole

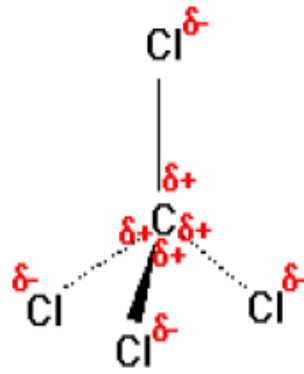


إذا متى تكون الاصرة التساهمية قطبية ؟ ومتى تكون غير قطبية ؟

والجواب على هذا السؤال يستلزم العودة إلى مفهوم السالبة الكهربائية فكما ذكرنا سابقاً فإن الكهروسالبية عبارة عن مدى قابلية ذرة العنصر للاستئثار بالزوج الإلكتروني الرابط ، فعندما تتكون رابطة تساهمية بين ذرتين متساويتين في السالبة الكهربائية (متماثلتين أو غير متماثلتين) فإن الرابطة تكون غير قطبية ، أما عندما تتكون الرابطة التساهمية بين ذرتين مختلفتين في السالبة الكهربائية فإن الرابطة تكون قطبية والسبب في ذلك أن الذرة ذات السالبة الكهربائية العالية سوف تستأثر بالزوج الإلكتروني الرابط (تجذبه نحوها بمقدار أكبر) مما يجعل الشحنة السالبة تتركز عليها جزئياً (قطب سالب) وفي المقابل ستتكون شحنة موجبة جزئية (قطب موجب) على الذرة الأقل في السالبة الكهربائية.

ومن المهم الإشارة هنا إلى أنه لكي تكون الرابطة التساهمية قطبية فإنه يجب أن يكون الفرق في السالبة الكهربائية بين العنصرين كبيراً نوعاً ما (أكثر من ٠,٥) وكلما زاد هذا الفرق زادت قطبية الرابطة وزادت قطبية المركب. ويمكن التعرف على مدى قطبية مركب ما عملياً عن طريق قياس ما يعرف باسم (العزم الكهربائي Electric Dipole) moment ويعرف العزم القطبي بقابلية جزيئات المادة للانتظام في مجال كهربائي ، فالقيم الكبيرة للعزم القطبية تشير

moment ويعرف العزم القطبي بفاصله جزيئات المادة للانتظام في مجال كهربى ، فالقيم الكبيرة للعزوم القطبية تشير إلى مواد ذات قطبية عالية. وثمة عامل آخر مؤثر في قطبية الجزيئات وهو الشكل الهندسى الفراغى فالمركبات التى تتخذ جزيئاتها أشكالاً هندسية متماثلة (Symmetric) تكون غير قطبية حتى ولو كان الفرق فى السالبية الكهربية للعناصر المكونة لها كبيراً ، وذلك لأن محصلة العزوم الكهربية فى الجزيء المتماثل تساوى صفراً.



جزيء رابع كلوريد الكربون بالرغم من أنه يحوى روابط قطبية إلا أنه جزيء غير قطبى.

ان فكرة تكون الاصرة التساهمية من الاشتراك زوج من الالكترونات لازالت تؤخذ كاساس الى معرفة الكثير من المشاهدات الا اننا نحتاج ان نكون قادرين على فهم كيفية او سبب هذا الاشتراك وقد يكون هذا سببا كافيا لان نتطرق الى بعض النظريات الحديثة مثل نظرية اصرة التكافؤ ونظرية الاوربتال الجزيئى التى تسلط الضوء على كيفية حدوث هذا

تقسم الرابطة التساهمية إلى ثلاثة أقسام :

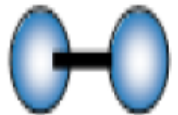
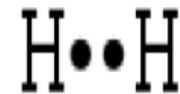
١. رابطة تساهمية أحادية : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بزوج من الإلكترونات .

٢. رابطة تساهمية ثنائية : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بزوجين من الإلكترونات .

٣. رابطة تساهمية ثلاثية : وتنشأ عن المشاركة بين الذرتين بثلاث أزواج من الإلكترونات

مثال ١ : جزيء H_2

يحتوى المستوى الأخير في ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد ، ولكي يصل الهيدروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك ذرتي هيدروجين بزوج من الإلكترونات بأن تقدم كل ذرة هيدروجين إلكترونًا واحدًا .

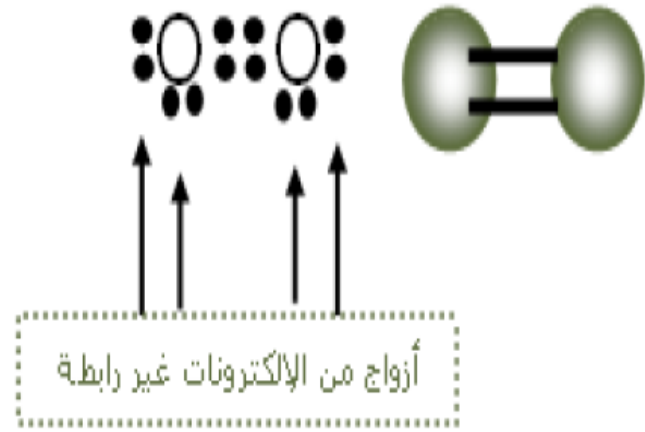


(رابطة تساهمية أحادية)

وينشأ عن مشاركة ذرتي الهيدروجين بزوج من الإلكترونات تكون رابطة تساهمية أحادية .



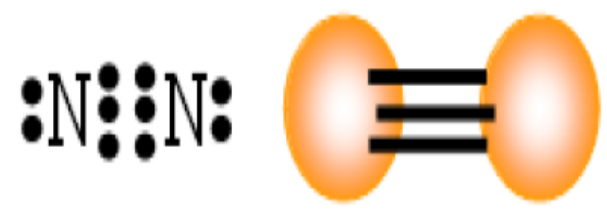
مثال ٢ : جزيء O₂



يحتوي المستوى الأخير في ذرة الأكسجين على ست إلكترونات ، ولكي تصل ذرة الأكسجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة أكسجين أخرى بزوجين من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة أكسجين إلكترونين من إلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن ذلك تكون رابطة تساهمية ثنائية

تسمى الإلكترونات المتبقية في المستوى الأخير والتي لم تدخل في تكوين الرابطة باسم الإلكترونات غير الرابطة ، ويسمى كل إلكترونين (رابطة تساهمية ثنائية) منها في العادة زوجاً من الإلكترونات غير رابط .

مثال ٣ : جزيء N₂



يحتوي المستوى الأخير في ذرة النيتروجين على خمس إلكترونات ، ولكي تصل ذرة النيتروجين إلى حالة الاستقرار تتشارك مع ذرة هيدروجين أخرى بثلاثة أزواج من الإلكترونات ، وذلك بأن تقدم كل ذرة نيتروجين ثلاث إلكترونات من إلكترونات المستوى الأخير ، وينشأ عن

(رابطة تساهمية ثلاثية)