

Compounds and Metals

العناصر والمركبات

تحتوي المركبات العضوية على الكربون والهيدروجين والاكسجين بصورة رئيسية بالاضافة الى بعض العناصر الاخرى كالنتروجين والهالوجين والكبريت والفسفور وهناك مجموعة من المركبات العضوية الخاصة التي تسمى بالمركبات العضوية الفلزية وهذه تحتوي على عنصر فلزي في تركيبها .

Metal or Atom

العنصر او الذرة

تتكون الذرة من النواة المحتوية على البروتونات الموجبة الشحنة والبروتونات المتعادلة الشحنة وبذلك تكون النواة حاملة للشحنة الموجبة وهذه تتعادل بالالكترونات المتواجدة في الاغلفة الالكترونية المحيطة بها (المحيطة بالنواة) والتي لها انصاف اقطار محددة وترقم الاغلفة الالكترونية هذه بدءاً من النواة بـ (1,2,3.... الخ) او تعطى الرموز (M,L,K) فعندما يتساوى عدد الالكترونات مع عدد النيوترونات تكون الذرة متعادلة الشحنة (Neutral Atom) اما اذا كان عدد الالكترونات اكبر من عدد البروتونات فان الذرة تسمى بالأيون Ion وتسمى بذلك بالأيون السالب (Negative Ion) ان سبب الشحنة السالبة الظاهرة على الايون يعود الى ان عدد الالكترونات السالبة التي تحتويها الذرة اكبر من عدد البروتونات المتواجدة داخل النواة وبذلك تظهر الشحنة السالبة ، اما اذا كان عدد الالكترونات اقل من عدد البروتونات المتواجدة داخل نواة الذرة فبهذه الحالة تسمى الذرة بالأيون الموجب (Positive Ion) .

تصنف العناصر ضمن الجدول الدوري بتسلسل افقي يدعى بالدورات وعمودي يدعى بالزمرة تم ترتيبه من قبل العالم الروسي مندليف حسب الزيادة في العدد الذري ، فالعنصر ينتج من اضافة الكترون واحد وبروتون واحد للعنصر الذي يسبقه فالنتروجين عدده الذري 7 ينتج من اضافة الكترون واحد وبروتون واحد لذرة الكربون الذي عدده الذري 6 .

تتواجد الالكترونات في حيز من الفراغ ضمن الغلاف الالكتروني المحدد للذرة يدعى بالاوربتال (Orbital) وكل اوربتال يحتوي على الكترونين ، وعدد الاوربتالات هذه يساوي مربع رقم الغلاف الالكتروني وحسب العلاقة التالية

$$\text{No.of Orbitals} = (\text{No.of shell})^2$$

فالغلاف الاول يحتوي على اوربتال واحد حسب العلاقة اعلاه وبذلك يستوعب الكترونين اما الغلاف او المدار الثاني فيحتوي على اربعة اوربتالات حسب العلاقة اعلاه ويستوعب ثمانية الكترونات

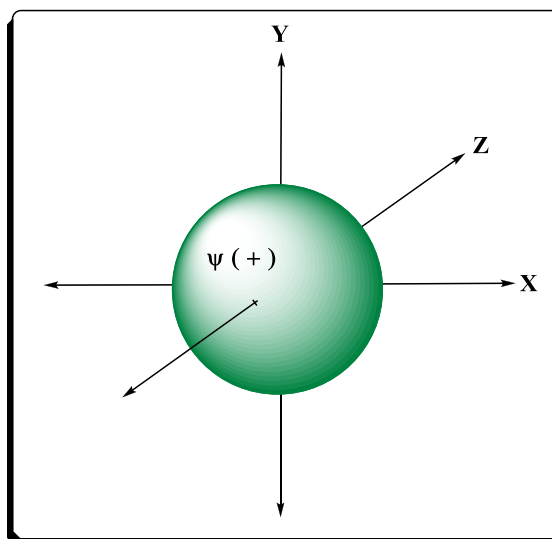
الاوربتالات الذرية للعناصر الاساسية في المركبات العضوية

Atomic Orbitals for Principal Elements in Organic Compounds

يحتل كل الكترون في الذرة حيز حول النواة يعرف بالاوربتال ولا يمكن للاوربتال ان يستوعب اكثر من الكترونين كحد اقصى وهناك انواع مختلفة من الاوربتالات مثل (f , d , p , s) ويهمننا في دراسة الكيمياء العضوية لهذه المرحلة دراسة اوربتالات (p , s) فقط .

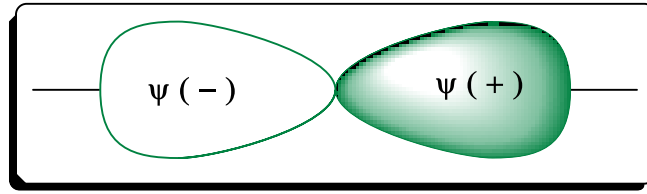
اوربتال S (S) Orbital :

يكون شكل الاوربتال S كروي ويقع على جميع محاور الاحداثيات (Z , Y , X) وله الشكل التالي :

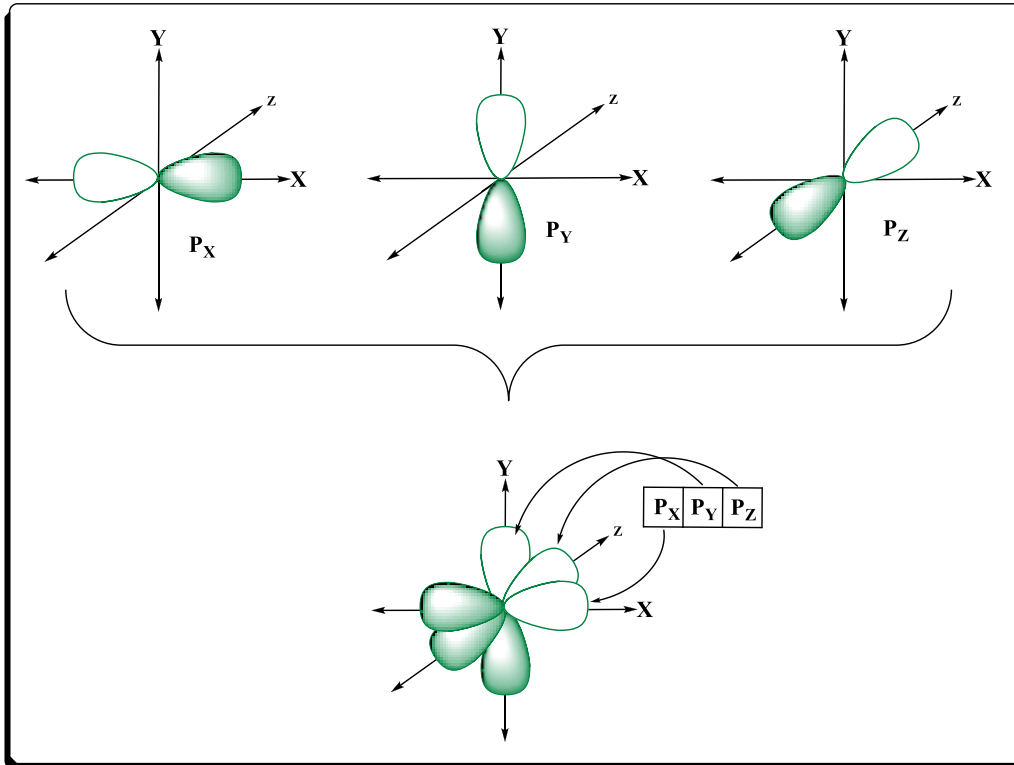


اوربتال P (P) Orbital :

يتكون كل اوربتال من اوربتالات P من فصين متماسة على طول محوريهما وتقسم كل اوربتالات P الى ثلاثة اقسام وكالتالي P_x , P_y , P_z حيث يقع الاوربتال P_x على المحور الاحداثي X والاوربتال P_y على المحور الاحداثي Y والاوربتال P_z على المحور الاحداثي Z و التالي يوضح الشكل العام للاوربتال P ذو الفصين



اما الشكل التالي فيوضح مواقع اوربتالات P المتفرقة والمجمعة على المحاور الاحداثية .



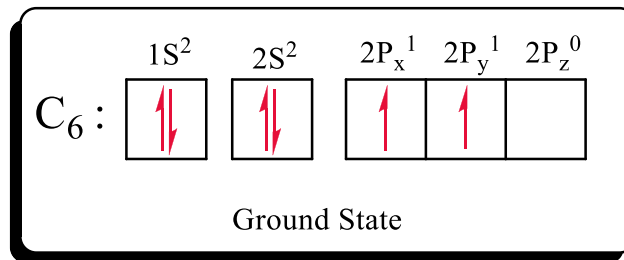
Carbon position in periodic Table

موقع الكربون من الجدول الدوري

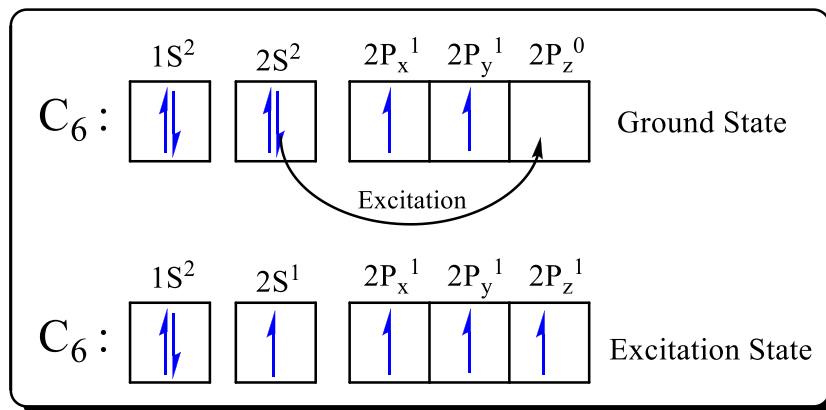
قبل البدء بمناقشة الكربون ومركباته ننتعمن بالجدول الدوري المختصر التالي لتكون المناقشة واضحة

فقدان الكترونات			مساهمة بالاكترونات	اكتساب الكترونات			العناصر النبيلة	
H				C	N	O	F	He
Li	Be	B	Si	P	S	Cl	Ne	
Na	Mg	Al	العناصر الانتقالية			Se	Br	Ar
K	Ca						Kr	

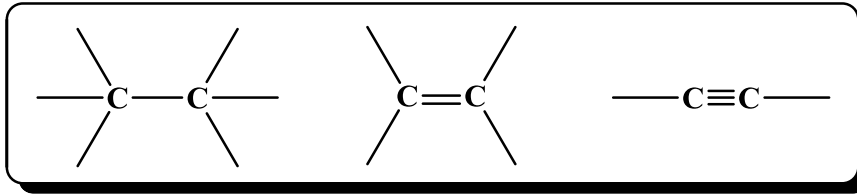
عناصر الزمرة الاولى والثانية والثالثة تميل لفقدان الالكترونات متحولة بذلك الى ايونات موجبة احادية وثنائية وثلثية على التوالي اما عناصر الزمرة الخامسة والسادسة والسابعة فتميل لاكتساب الالكترونات مكونة بذلك ايونات سالبة الشحنة ثنائية وثنائية واحادية على التوالي اما عناصر الزمرة الرابعة والتي تعتبر نقطة الانقلاب بالجدول الدوري فلا يميل الكربون فيها لفقدان او اكتساب الالكترونات الاربعة في غلافه التكافؤي (اثنان في الاوربتال $2S^2$ واثنان في الاوربتال $2P^2$) للوصول الى الترتيب الالكتروني للغازات النبيلة بسبب عدم توفر الطاقة العالية اللازمة التي تتطلبها عملية الفقدان او الاكتساب والترتيب الالكتروني التالي يوضح توزيع الالكترونات في الحالة الهامدة (Ground State) لذرة الكربون



عند النظر الى الترتيب الالكتروني لذرة الكربون اعلاه نتوقع ان الكربون ثنائي الارتباط بسبب وجود الكترونيين منفردة في الاوربتال P لكن الحقيقة ان الكربون بإمكانه تكوين اربعة اواصر من خلال حدوث عملية اثارا لاحد الكتروني الاوربتال $2S$ في الحالة الهامدة (Ground State) الى الاوربتال $2P_z$ وبهذه الحالة سيكون الترتيب الالكتروني لذرة الكربون في الحالة المثارة (Excited State) $1S^2 2S^1 2P_x^1 2P_y^1 2P_z^1$ حيث هناك اربعة الكترونات منفردة يستخدمها الكربون في تكوين اربعة اواصر يساهم الكربون في كل اصرة منها بالكترون واحد وتسمى هذه الاصرة بالأصرة التساهمية والترتيب الالكتروني التالي يوضح ذلك .



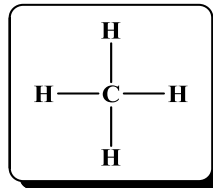
والامثلة التالية توضح لنا امكانية ذرة الكربون من تكوين اربعة اواصر رغم اختلاف تهجينها



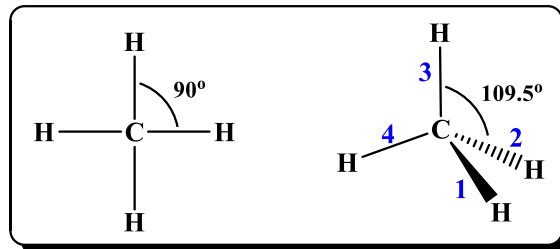
الشكل ثلاثي البعد للكربون (رباعي السطوح)

Three Dimension of Carbon (Tetrahedral)

ان الشكل ثلاثي البعد لذرة الكربون عندما ترتبط بأربعة اواصر من نوع SP^3 ليس مستوي (للسهولة تكتب بشكل مستوي) كما هو مرسوم لجزيئة الميثان ادناه

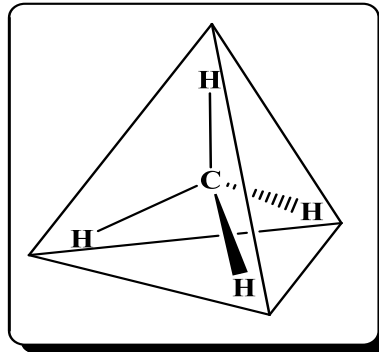


في الحقيقة توجد ذرة الكربون بشكل تكون فيه الاواصر او الاوربتالات المكونة للأواصر ابعد ما يكون عن بعضها وذلك لتقليل التنافر بين هذه الاوربتالات فالزاوية بين كل أصرتين في الشكل المستوي لذرة الكربون (90°) وهذه القيمة بعيدة عن القيمة الحقيقية للزاوية البالغة (109.5°) للشكل ثلاثي البعد ، حيث كلما زادت قيمة الزاوية بين الاواصر كلما قلت طاقة الجزيئة (زادة استقراريتها) .



حيث يشير شكل الاصرة رقم 1 الى ان اتجاه هذه الاصرة شبه عمودي على مستوى الورقة والاصرة رقم 2 تشير على ان اتجاهها شبه عمودي على ظهر الورقة اما الاواصر 3 , 4 فتقع على مستوى الورقة وعند امرار مستوى

وهي بين ذرات الهيدروجين الاربعة ينتج شكل هندسي يدعى رباعي السطوح Tetrahedral وكما موضح بالشكل ادناه .



Chemical Bonds

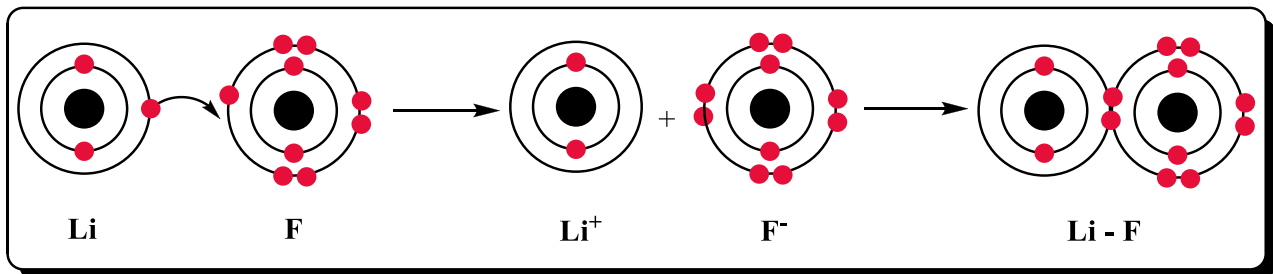
الاوراير الكيميائية

وضعت اولى الافكار عن طبيعة التآصر الكيميائي من قبل العالم لويس Lewis وكوسال Kossal سنة 1916 حيث اقترحا نوعين رئيسيين للأوراير الكيميائية

Ionic Bond

الاوريرة الايونية

هي قوة تجاذب بين ذرتين مختلفتين في الشحنة ويحدث هذا التجاذب نتيجة اختلاف السالبية الكهربائية للذرتين المتحدتين حيث تفقد الذرة ذات السالبية الكهربائية القليلة الكترونا واحدا من غلافها التكافؤي متحولة بذلك الى ايون موجب وتكتسب الذرة ذات السالبية الكهربائية العالية الكترونا واحدا متحولة الى ايون سالب ومن خلال التجاذب الحاصل بين الايونين المختلفين في الشحنة تتكون الاوريرة الايونية كما في مثال فلوريد الليثيوم التالي .

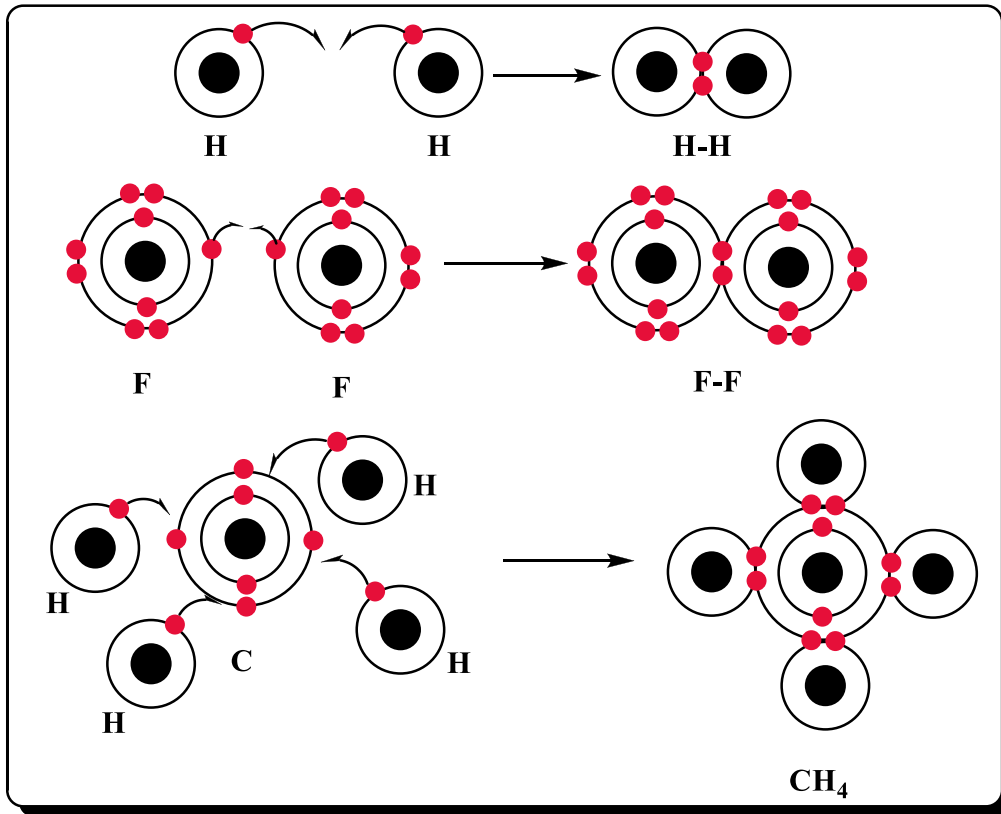


Electronegativity : هي قابلية ذرة في جزيئة على جذب الكترونات الاصرة نحوها وتزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري وتقل في الزمرة بزيادة العدد الذري .

Covalent Bond

الاصرة التساهمية

يتم تكوين الاصرة التساهمية من اتحاد ذرتين متشابهتين بالسالبية الكهربائية حيث لا يحصل فقدان او اكتساب عند تكوينها كما لوحظ عند تكوين الاصرة الايونية ولكن تساهم كل ذرة بالكترون مفرد لتصل الذرتين الى الترتيب الالكتروني لاقرب غاز نبيل حيث تلاحظ هذه الاصرة في اغلب المركبات العضوية غير المستقطبة كما هو الحال عند تكوين جزيئة الفلور ، والهيدروجين ، والميثان .

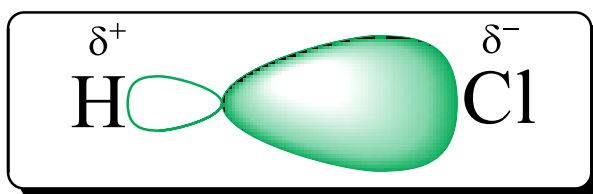


Polar Covalent Bond

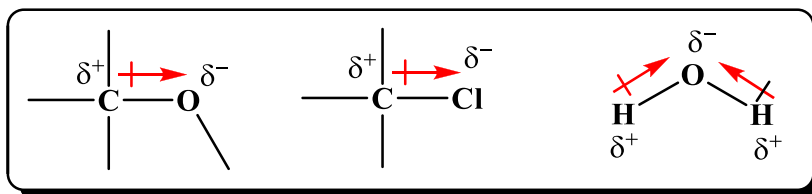
الاصرة التساهمية المستقطبة

تتكون الاصرة التساهمية المستقطبة عند اتحاد ذرتين مختلفتين قليلا في سالبيتها الكهربائية مثل الكلور والكربون او الكلور والهيدروجين ، وتتصف هذه الاصرة بامتلاكها بعض الصفة الايونية الجزيئية بسبب الفرق في السالبية

الكهربائية حيث ان الكتروني الاصرة لا تتمركز بين الذرتين المرتبطة بها وانما سيكون هناك انحراف عن المركز باتجاه الذرة ذات السالبة الكهربائية العالية وبذلك ستظهر شحنة سالبة جزئية على الذرة ذات السالبة الكهربائية العالية وشحنة موجبة جزئية على الذرة ذات السالبة الكهربائية القليلة (يرمز للشحنة الجزئية الظاهرة على الذرة بالرمز اللاتيني دلتا δ) ولتخيل ذلك نفرض ان لدينا مغناطيسين الاول قوي والثاني ضعيف ووضعا برادة الحديد بينهما فان المغناطيس القوي سيجذب كمية اكبر من البرادة مقارنةً بالمغناطيس الضعيف وهذا تقريبا مطابق لما يحدث بالكتروني الاصرة التساهمية المستقطبة والشكل التالي يوضح جزيئة كلوريد الهيدروجين واصرتها التساهمية المستقطبة



توضح حركة او انحراف الكترونات الاصرة بسهم حيث يشير راس السهم الى الذرة ذات السالبة الكهربائية العالية والحاملة للإشارة السالبة الجزئية ، وقد تحتوي الجزيئة على اكثر من اصرة قطبية وتكون محصلة العزوم في مثل هذه الجزيئات انتاج جزيئة ثنائية القطب ، تقاس قطبية الجزيئة بوحدة الديباي Debye .

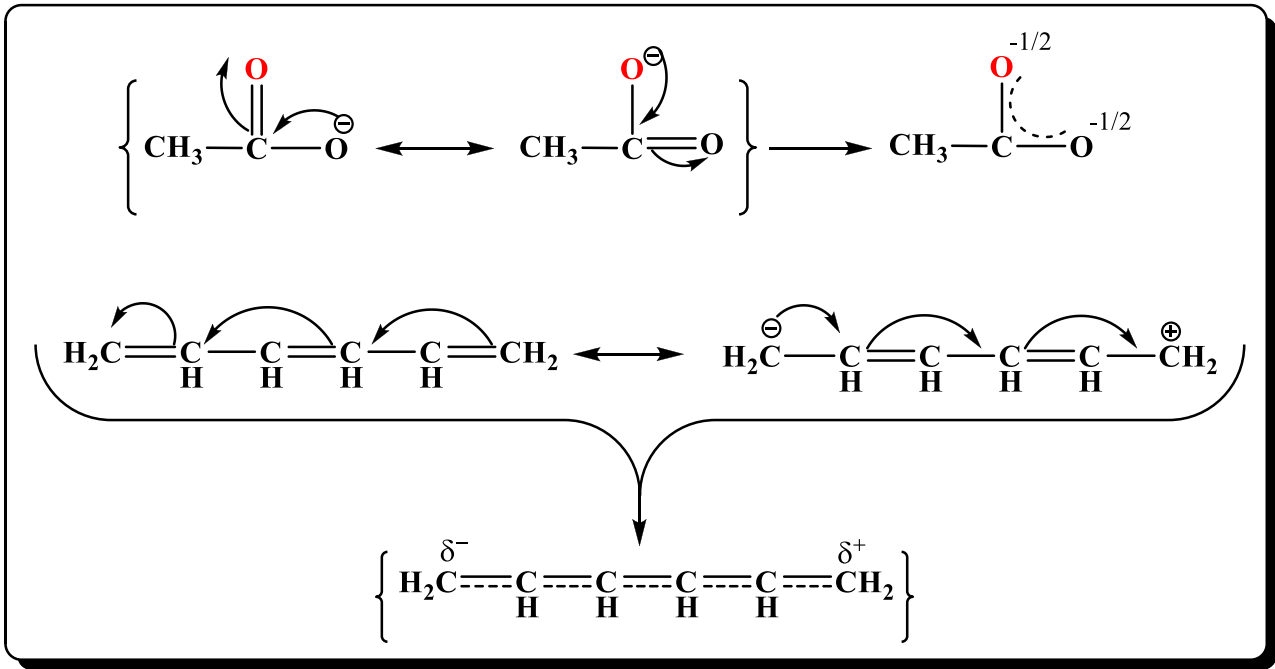


Resonance

الرنين

الرنين هو حركة الالكترونات في الجزيئات غير المشبعة حيث ان صفة الاصرة في الجزيئات التي تحتوي على رنين تكون اقل مما هو معروف عنها وتكون الجزيئة التي تحتوي على رنين اكثر استقراراً من غير الحاوية على رنين ، ينتج الرنين عن وجود عدم تشبع في الجزيئة مثل الاواصر المزدوجة المتعاقبة او ارتباط مجاميع ساحبة او دافعة للالكترونات مباشرةً بالحلقات الاروماتية او دخول الاشارة السالبة لايون الذرة مع اوربتالات الاواصر غير المشبعة المجاورة ، كما ان الايونات العضوية الحاوية على رنين تكون اثبت من التراكيب الجزيئية غير

المحتوية على رنين ويستخدم السهم ذو الراسين بين الاشكال الرنينية للدلالة على حركة الالكترونات في الجزيئة وعدم تمركزها وكما موضح في ادناه .



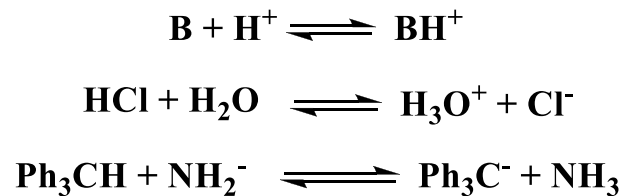
Acid and Bases

الحوامض والقواعد

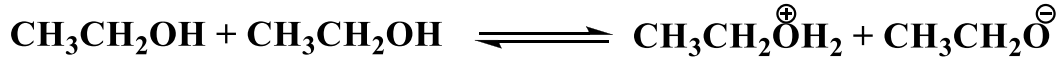
وضعت عدة تعاريف للحامض والقاعدة منها ما يلي

تعريف ارينوس (1884) حيث عرّف الحامض بأنه المادة التي تتأين في المحاليل المائية لتنتج ايونات الهيدروجين اما القاعدة فعرفها بأنها المادة التي تتأين في المحاليل المائية لتنتج ايونات الهيدروكسيل .

تعريف برونشتد - لوري (1923) عرّفا الحامض بأنه المادة او المركب الذي يهب بروتون والقاعدة بأنها المادة او المركب الذي يستقبل البروتون



كما يمكن للماء ان يسلك سلوك حامض وقاعدة بنفس الوقت وتسمى هذه الحالة بالحالة الامفوتيرية للماء ويمكنه ان يتأين ذاتيا وتسمى هذه الحالة (Autoprotolysis) ، كما يمكن لعدد من المركبات العضوية ان تعاني تأيئاً ذاتيا مثل الكحولات .



Intermolecular Force

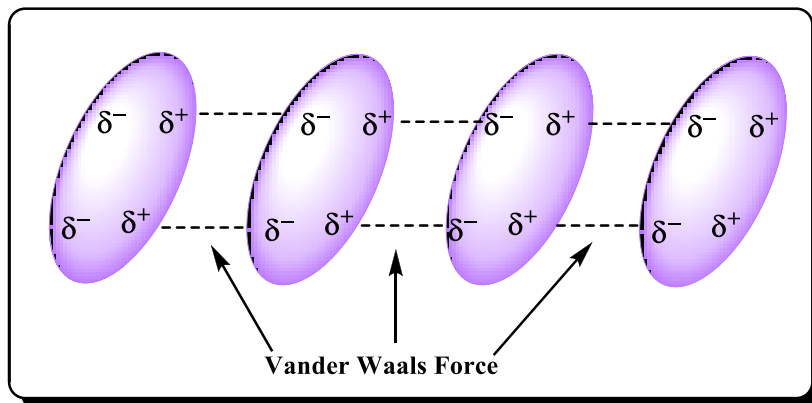
القوى ما بين الجزيئات

توجد اكثر من قوة تربط الجزيئات بعضها ببعض ومنها

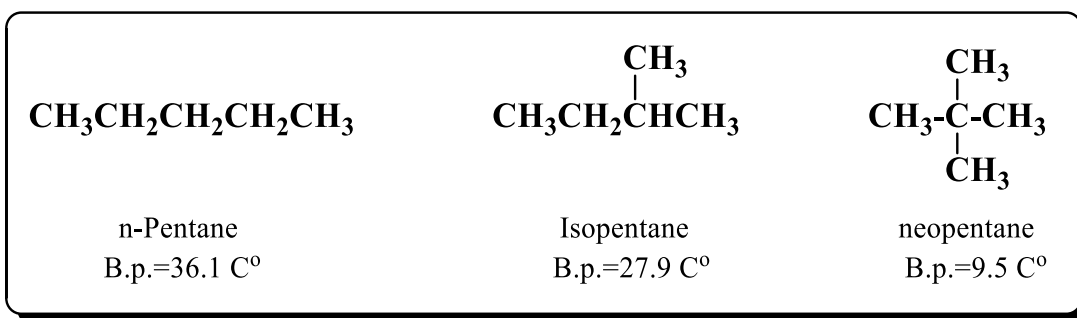
Vander Waals Force

قوى فاندرفالز

تنشأ قوى التجاذب الضعيفة هذه ما بين الجزيئات غير المستقطبة مثل الميثان من خلال حدوث استقطاب جزئي في الجزيئة نتيجة حدوث خلل في توزيع الكثافة الالكترونية في الجزيئة وهذا الخلل يحدث الجزيئات المجاورة على ان تأخذ نفس الاتجاه مما يؤدي الى تجاذب هذه الجزيئات كما تسمى هذه القوى بعض الاحيان بقوى لندن London force والشكل التالي يوضح تجاذب بعض الجزيئات بقوى فاندرفالز.



تعتمد قوى فاندرفالز على المساحة السطحية للجزيئة والوزن الجزيئي لها فكلما كانت المساحة السطحية كبيرة زادت هذه القوى وتزداد أيضا بزيادة العدد الذري والامثلة التالية توضح ذلك .



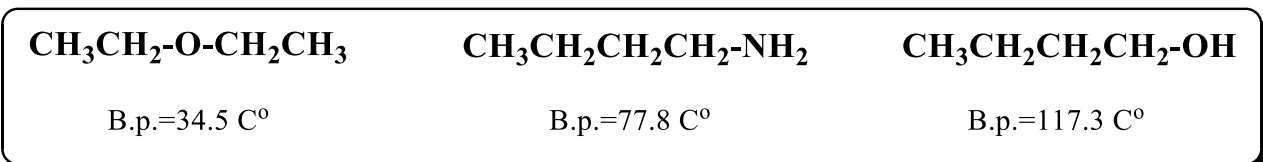
ان سبب ارتفاع درجة غليان المركب n-Pentane يعود الى كبر المساحة السطحية للجزيئة وان كبر المساحة هذه يؤدي الى زيادة قوى فاندرفالز بين الجزيئات وبالتالي تتطلب هذه القوى الى طاقة عالية مقارنةً ببقية المركبات اعلاه ليتحول الى الحالة الغازية وان سبب كبر المساحة السطحية يعود الى خطية الجزيئة (جزيئة غير متفرعة) اما عند وجود تفرع في احدى ذرات كاربون الجزيئة فان درجة غليان المركب تقل وهذا ما توضحه درجة غليان المركب Isopentane والمركب Neopentane .

Hydrogen Bonds

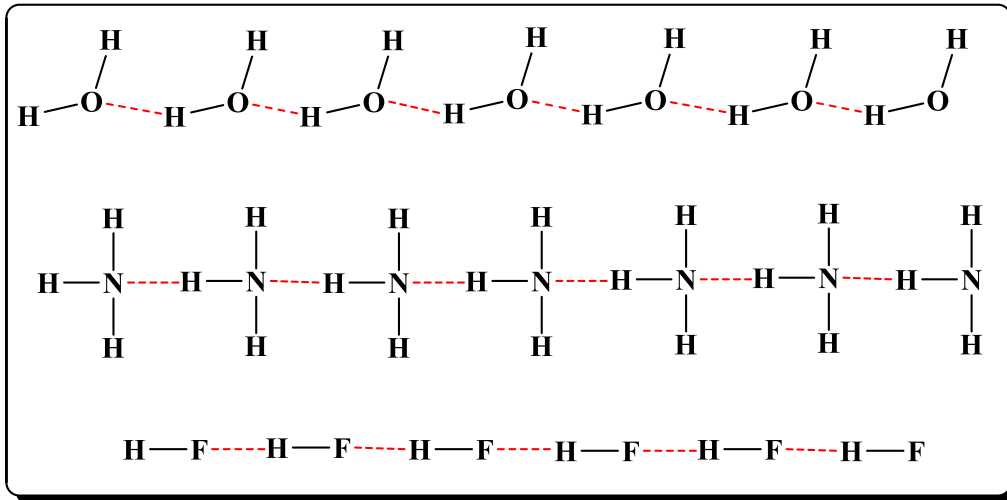
الاوراير الهيدروجينية

تعرف بانها قوة جذب بين ذرة الهيدروجين المرتبطة مع ذرات صغيرة ذات سالبية كهربائية عالية (N , O , F) من جهة وبين زوج الالكترونات غير المشترك على مثل هذه الذرات من جهة اخرى وتعد الاصرة الهيدروجينية اضعف من الاصرة التساهمية كما ان طولها يساوي تقريبا ضعف الاصرة التساهمية .

تتأثر قوة الاصرة الهيدروجينية بالسالبية الكهربائية للذرة المرتبطة بذرة الهيدروجين مباشرة فكلما زادة السالبية كلما كانت الاصرة المتكونة اقوى وبالتالي تنعكس هذه القوى على درجة الغليان على سبيل المثال للمركبات العضوية وهذا ما توضحه درجات الغليان للمركبات التالية .



ان الصفة المشتركة بين جميع المركبات اعلاه هو احتوائها على اربعة ذرات كاربون مع الاختلاف بالطائفة العضوية فدرجة غليان المركب Diethyl ether الواطئة تشير الى عدم وجود الاصرة الهيدروجينية بين جزيئاته بسبب عدم توفر الهيدروجين المرتبط بذرات ذات سالبية عالية (N , O , F) لذلك لا تتطلب عملية الغليان الا الى حرارة واطئة 34.5 C° ، اما مركب 1-butyl amine فدرجة غليانه 77.8 C° اعلا من مركب الايثر واقل من الكحول 1-Butanol الذي درجة غليانه 117.3 C° وهذا يعود الى السالبية الواطئة لذرة النتروجين اما سبب ارتفاع درجة غليان الكحول فيعود الى السالبية العالية لذرة الاوكسجين التي تعمل على تكوين اواصر هيدروجينية قوية بين جزيئات الكحول وبالتالي تتطلب عملية تكسير هذه الاواصر الى طاقة عالية لذلك يلاحظ ارتفاع درجة غليان الكحولات ، والتراكيب التالية توضح الاواصر الهيدروجينية المتكونة بين بعض الجزيئات .



Type of Bonding

التأصر وانواعه

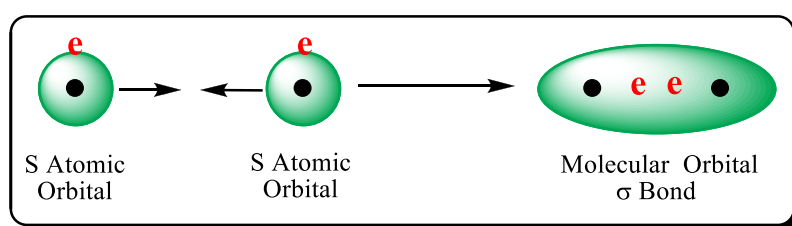
وضعت عدة نظريات لتفسير كيفية تكوين الاواصر التي تربط الذرات في الجزيئة الواحدة ومنها نظرية الاوربتال الجزيئي Molecular Orbital theory والتي تقترض تداخل الاوربتالات الذرية للذرات لتكوين الاوربتالات الجزيئية وتعتمد هذه النظرية في تفسير هذه التداخلات على الحسابات الرياضية وهي ليس مجال دراستنا حالياً لكن الذي يهمنا هو كيفية تكوين اصرة سگما (σ Sigma) واصرة پاي (π pi) فقط .

Sigma Bond (σ)

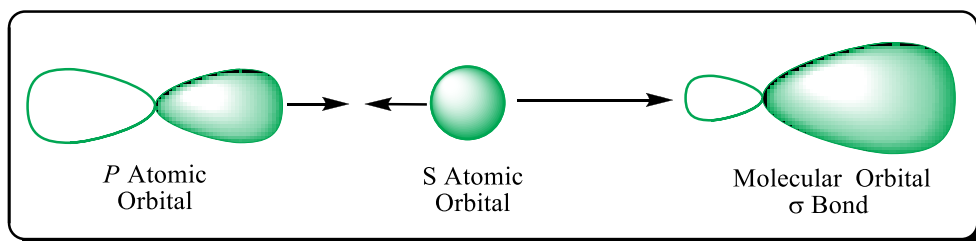
اولا : اصرة سگما

تحتوي اغلب المركبات العضوية على اصرة سگما (جميع الاواصر التساهمية المفردة تعتبر اصرة سگما) كما ان احدى الاصرتين المزدوجة هي ايضا اصرة سگما ويمكن تكوين هذه الاصرة بما يلي :

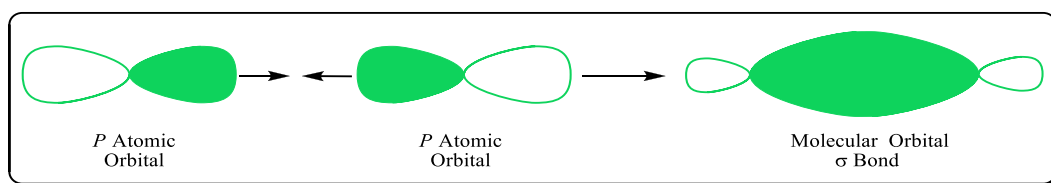
تداخل اوربتالين من نوع S : تتداخل اوربتالات S الذرية فيما بينها لتكوين اوربتال سگما الجزيئي مثال ذلك تداخل اوربتالات S لذرات الهيدروجين لتكوين جزيئة الهيدروجين حيث يكون المزدوج الالكتروني المكون لاصرة سگما واقع بمركز المسافة بين نواتي الذرتين المشتركة في تكوين اصرة سگما .



تداخل اوربتال S مع اوربتال P : يمكن ان يتداخل كل من اوربتال S مع اوربتال P على طول محور اوربتال P لتنتج اصرة σ مثل تداخل اوربتال S لذرة الهيدروجين مع اوربتال P لذرة الكربون لتكوين الاصرة (C-H) .



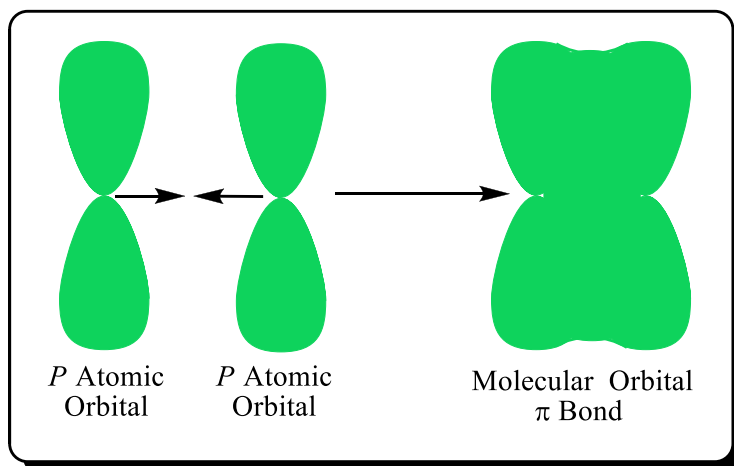
تداخل اوربتالين من نوع P راسياً : تتداخل اوربتالين من نوع P راسياً (اوربتالات P_x) على طول محور الاوربتال لتكوين اصرة σ مثل تداخل اوربتالي P لذرتي الكربون لتكوين اصرة σ (C-C) .



Pi Bond

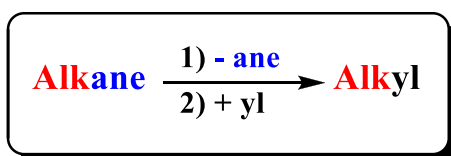
ثانيا : اصرة پاي (π)

تنتج اصرة پاي من التداخل الجانبي لاوربتالات P (P_z , P_y) فقط ، اي ان اصرة پاي تشترط ان تكون الاوربتالات متوازية او قريبة جدا من وضع التوازي وتختلف الاواصر باحتوائها على اصرة پاي فالأصرة المزدوجة تحتوي على اصرة پاي واصرة سگما اما الاصرة الثلاثية فتحتوي على اصرتين من نوع پاي واصرة من نوع سگما .



مجاميع الالكيل والرمز R :

يستعمل الرمز R للدلالة على وجود جذر الالكيل والذي يوصف بانه مركب الكان مطروحاً منه ذرة هيدروجين بغض النظر عن اشارته ، ويمكن تسميته من خلال حذف المقطع (ane) من نهاية اسم الالكان الذي يحمل نفس عدد ذرات الكربون واطافة المقطع (yl) اليه لينتج الاسم Alkyl وكما يلي :



والجدول التالي يوضح بعض اسماء الالكانات وجذور الالكيل المقابلة المشتقة منها .

عدد ذرات الكاربون	Alkane	الكان	Alkyl	الالكيل
	الصيغة التركيبية	الاسم	الصيغة التركيبية	الاسم
1C	CH ₄	Methane	CH ₃ -	Methyl
2C	CH ₃ -CH ₃	Ethane	CH ₃ -CH ₂ -	Ethyl
3C	CH ₃ CH ₂ CH ₃	Propane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ -	Propyl
4C	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	Butane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ -	Butyl
5C	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	Pentane	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₂ -	Pentyl
6C	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	Hexane	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₂ -	Hexyl
7C	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	Heptane	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₂ -	Heptyl
8C	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	Octane	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₂ -	Octyl
9C	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	Nonane	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₂ -	Nonyl
10C	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	Decane	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₂ -	Decyl
11C	CH ₃ (CH ₂) ₉ CH ₃	Undecane	CH ₃ (CH ₂) ₉ CH ₂ -	Undecyl
12C	CH ₃ (CH ₂) ₁₀ CH ₃	Dodecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₀ CH ₂ -	Dodecyl
13C	CH ₃ (CH ₂) ₁₁ CH ₃	Tridecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₁ CH ₂ -	Tridecyl
14C	CH ₃ (CH ₂) ₁₂ CH ₃	Tetradecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₂ CH ₂ -	Tetradecyl
15C	CH ₃ (CH ₂) ₁₃ CH ₃	Pentadecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₃ CH ₂ -	Pentadecyl
16C	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ CH ₃	Hexadecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ CH ₂ -	Hexadecyl
17C	CH ₃ (CH ₂) ₁₅ CH ₃	Heptadecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₅ CH ₂ -	Heptadecyl
18C	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ CH ₃	Octadecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ CH ₂ -	Octadecyl
19C	CH ₃ (CH ₂) ₁₇ CH ₃	Nonadecane	CH ₃ (CH ₂) ₁₇ CH ₂ -	Nonadecyl
20C	CH ₃ (CH ₂) ₁₈ CH ₃	Eicosane	CH ₃ (CH ₂) ₁₈ CH ₂ -	Eicosyl

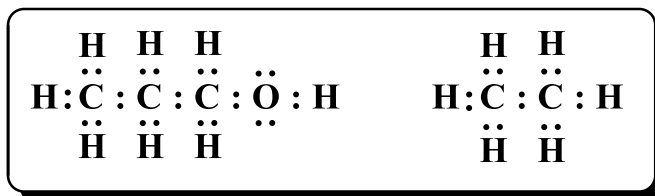
ملاحظة : ان اي مقطع في تسمية اي مركب عضوي ينتهي بالاحرف (yl) يعتبر مجموعة معوضه على المركب الاصيل (المركب الاصيلي يكون اخر مقطع من تسمية المركب العضوي) .

طرق كتابة المركبات العضوية

توجد اكثر من طريقة للتعبير عن المركبات العضوية منها مايلي

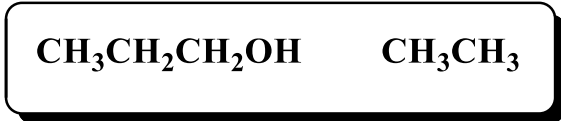
صيغة التراكيب النقطية : Dot Structure

تتضمن هذه الطريقة وضع جميع الكترولونات التكافؤ حول كل الذرات كما يتم التعبير بهذه الطريقة عن الاصرة بوضع الكترولونين تربط الذرتين ، ان استخدام هذه الطريقة نادر لانها طريقة مزعجة وبطيئة ويتطلب استخدامها وقت طويل .



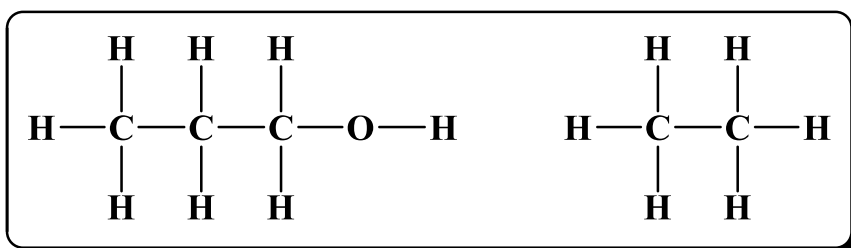
الصيغة المكثفة Condensed Formula

تعتبر هذه الطريقة اكثر الطرق المستخدمة للتعبير عن صيغ المركبات العضوية وتتميز ببساطتها وسرعة كتابة التراكيب العضوية حيث يتم كتابة ذرة الكربون ثم ذرات الهيدروجين متبوعاً بعددها بدون اواصر او نقاط تشير الى الاواصر او الكترولونات التكافؤ .



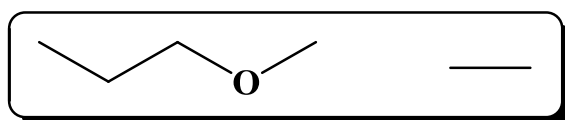
تراكيب كيكوليه (صيغ كيكوليه) Kekule Formula

تتضمن هذه الطريقة كتابة الذرات المكونة للمركب وكتابة الاواصر التي تربط هذه الذرات على شكل خطوط .



الصيغة الخطية linear Formula

تعتبر هذه الطريقة ابسط واسرع الطرق المستخدمة في كتابة الصيغ التركيبية حيث توضح الهيكل الكربوني للجزيئة فقط وتحذف ذرات الهيدروجين والواصر التي تربطها بذرات الكربون لكنها تعتبر موجودة اما الذرات الاخرى غير الكربون والهيدروجين مثل (N , O , Cl , S , P) فإنها تكتب ، في بعض ميكانيكية التفاعلات نحتاج الى وضع بعض ذرات الهيدروجين او المزدوجات الالكترونية الحرة للذرات لتوضيح كيفية سير التفاعلات ففي هذه الحالة لا مانع من وضعها بعد التأكد من موقعها بدقة .



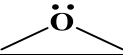
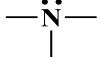

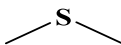

مقاطع التعبير عن المضاعفات

تتكرر بعض المجاميع المعوضة والذرات على الجزيئة الاصلية للمركب وهذا يتطلب ذكر عدد التكرار الذي تتواجد به هذه المجاميع والذرات بكلمة تشير الى عددها اضافة الى ارقام ذرات الكربون المرتبطة بها مباشرة فلو تم تعويض ذرة الكلور على جزيئة ما ثلاث مرات فبهذه الحالة يجب تسمية المركب دون تكرار تسمية ذرة الكلور مسبوقة بكلمة تشير الى عددها ، في هذه الحالة نحدد ارقام ذرات الكربون المرتبطة بذرات الكلور ثم تسبق كلمة الكلور بكلمة (Tri) والتي تعني ثلاثي ، والجدول التالي يوضح السوابق التي تشير الى اعداد التكرار للمجاميع المعوضة .

عدد التكرار	السوابق	عدد التكرار	السوابق
سداسي	Hexa	احادي	Mono
سباعي	Hepta	ثنائي	Di
ثماني	Octa	ثلاثي	Tri
تساعي	Nona	رباعي	Tetra
عشاري	Deca	خماسي	Penta

بعض العناصر الشائعة في المركبات العضوية وعدد اواصرها

في بعض الاحيان يحصل التباس لدى الطالب عن عدد الاواصر التي بإمكان الذرات تكوينها والجدول التالي يوضح بعض الذرات الشائعة الاستخدام في مجال الكيمياء العضوية واعداد تكافؤها .

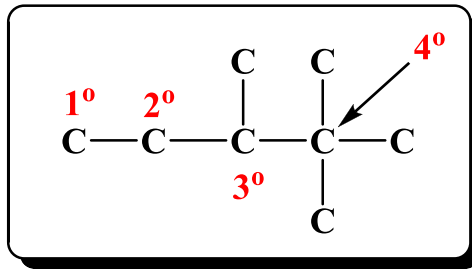
Atom	Valence	Atom	Valence
-H	Mono		Di
-K	Mono		Tri
-Na	Mono		Trtra
	Di		Penta

بعض المجموع المعوضة والمستخدمه بتسمية المركبات العضوية واسمائها

Group	Name	Group	Name
CH ₃ CO-	Acetyl	-F	Fluoro
-NH ₂	Amino	-OH	Hydroxyl
-Br	Bromo	-I	Iodo
-Cl	Chloro	CH ₃ O-	Methoxy
-CN	Cyano	-NO ₂	Nitro
CH ₃ CH ₂ O-	Ethoxy	-ph	Phenyl

تصنيف ذرات الكربون والهيدروجين في المركبات العضوية

يعتمد تصنيف ذرات الكربون في المركبات العضوية على عدد ذرات الكربون المرتبطة بذرة الكربون المراد معرفة تصنيفها فعند ارتباطها بذرة كربون واحدة فإنها ذرة كربون اولية Primary ويرمز لها بالرمز (1°) اما الثانوية Secondary (2°) فإنها ترتبط بذرتي كربون و الثالثية Tertiary (3°) ترتبط بثلاثة ذرات كربون اما الرابعة Quaternary (4°) فترتبط بأربعة ذرات كربون



كما تصنف ذرات الهيدروجين بالاعتماد على ذرات الكربون فذرة الهيدروجين تأخذ تصنيف ذرة الكربون التي ترتبط بها مباشرة (عدا الرابعة فلا توجد ذرة هيدروجين رابعة لماذا؟؟)

