

العناصر والمركبات

Compounds and Metals

تحتوي المركبات العضوية على الكاربون والهيدروجين والاوكسجين بصورة رئيسية بالإضافة الى بعض العناصر الأخرى 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

ت تكون الذرة من النواة المحتوية على البروتونات الموجبة الشحنة والبروتونات المتعادلة الشحنة وبذلك تكون النواة حاملة للشحنة الموجبة وهذه تتعادل بالاlectرونات المتواجدة في الاغلفة الالكترونية المحيطة بها (المحيطة بالنواة) والتي لها انصاف اقطار محددة وترقم الاغلفة الالكترونية هذه بدءً من النواة ب (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 بـ الأيون Ion وتسماى بذلك بـ الأيون 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 بـ الأيون الموجب (Positive Ion) .

تصنف العناصر ضمن الجدول الدوري بتسلسل افقي يدعى بالدورات وعمودي يدعى بالزمر 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 الكاربون الذي عدده الذري 6 .

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

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

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

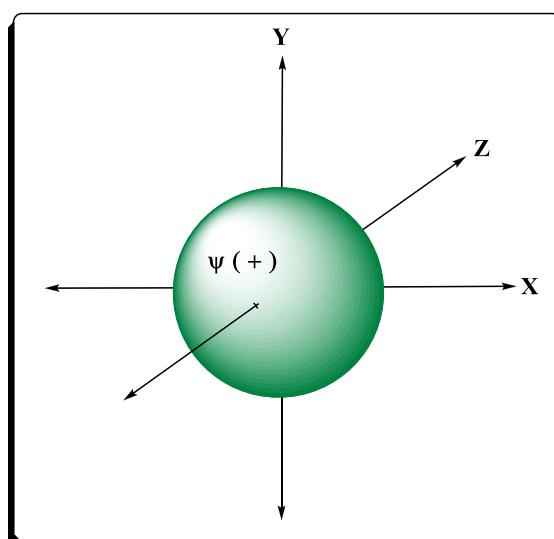
الاوربيتالات الذرية للعناصر الاساسية في المركبات العضوية

Atomic Orbitals for Principal Elements in Organic Compounds

يحتل كل الكترون في الذرة حيز حول النواة يعرف بالاوربital ولا يمكن للاوربital ان يستوعب اكثرا من الكترونين كحد اقصى وهناك انواع مختلفة من الاوربيتالات مثل (f , d , p , s) ويهمنا في دراسة الكيمياء العضوية لهذه المرحلة دراسة اوربيتالات (s , p) فقط .

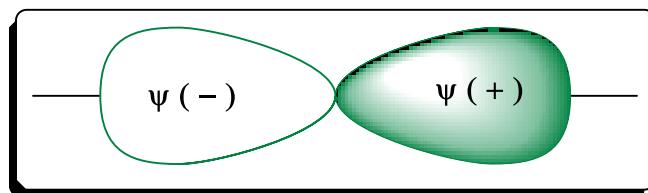
اوربital S (Orbital S)

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

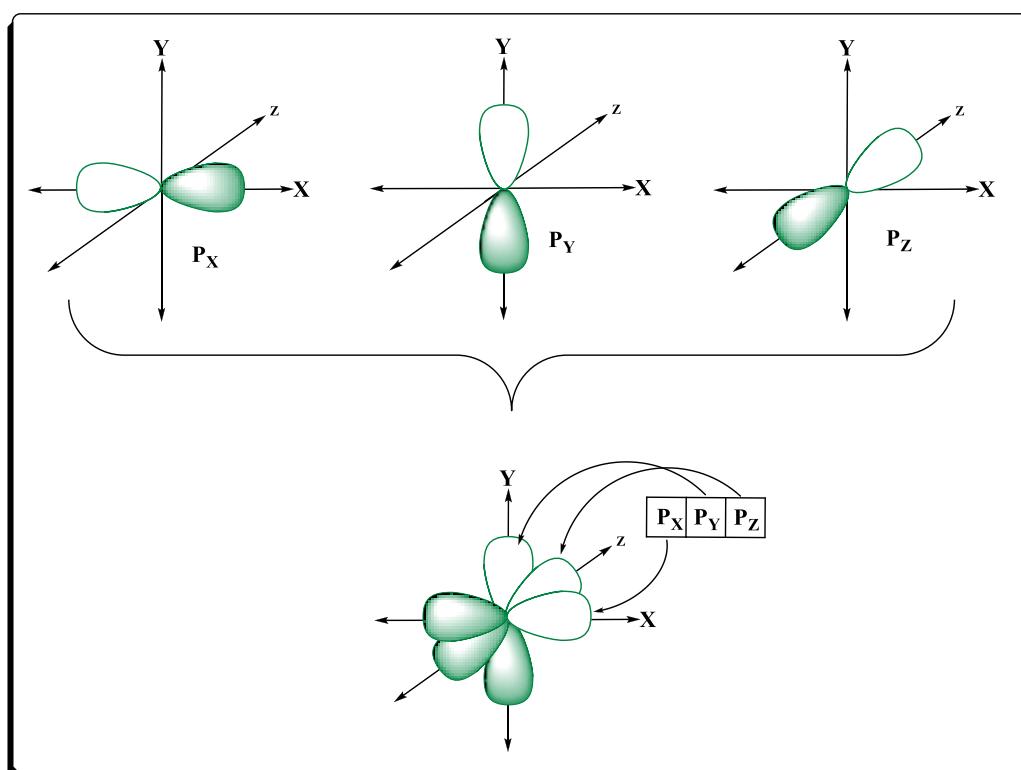


اوربital P (Orbital P)

يتكون كل اوربital من اوربيتالات P من فصين متماسة على طول محوريهما وتقسم كل اوربيتالات P الى ثلاثة اقسام وكالتالي P_z , P_y , P_x حيث يقع الاوربital P_x على المحور الاحداثي X والاوربital P_y على المحور الاحداثي Y والاوربital P_z على المحور الاحداثي Z و التالي يوضح الشكل العام للاوربital P ذو الفصين



اما الشكل التالي فيوضح موقع اوربيات P المترفرقة والمجمعة على المحاور الاحادية .



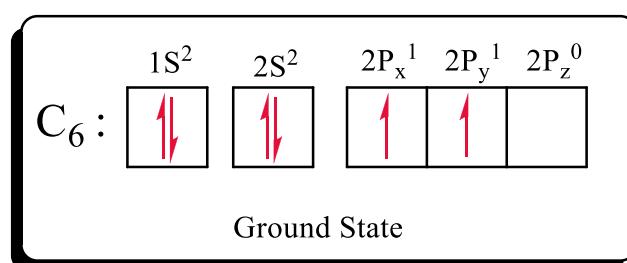
Carbon position in periodic Table

موقع الكاربون من الجدول الدوري

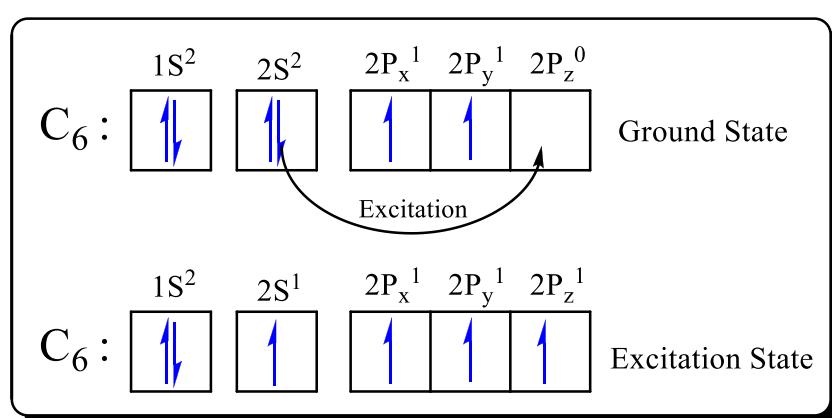
قبل البدء بمناقشة الكاربون ومركباته لنتمعن بالجدول الدوري المختصر التالي لتكون المناقشة واضحة

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

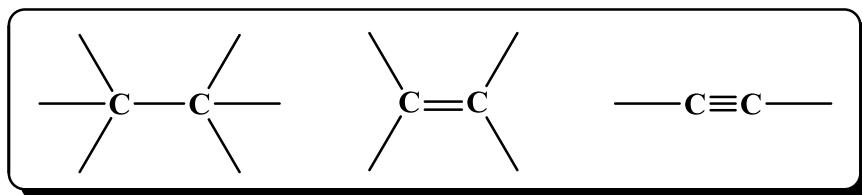
عناصر الزمرة الاولى والثانية والثالثة تمثل لفقدان الالكترونات متحولة بذلك الى ايونات موجبة احادية وثنائية وثلاثية على التوالي اما عناصر الزمرة الخامسة والسادسة والسابعة فتمثل لاكتساب الالكترونات مكونة بذلك ايونات سالبة الشحنة ثلاثة وثنائية وحادية على التوالي اما عناصر الزمرة الرابعة والتي تعتبر نقطة الانقلاب بالجدول الدوري فلا يميل الكاربون فيها لفقدان او اكتساب الالكترونات الاربعة في غلافه التكافؤي (اثنان في الاوربيتال $2S^2$ واثنان في الاوربيتال $2P^2$) للوصول الى الترتيب الالكتروني للغازات النبيلة بسبب عدم توفر الطاقة العالية اللازمة التي تتطلبها عملية فقدان او اكتساب والترتيب الالكتروني التالي يوضح توزيع الالكترونات في الحالة الهايدة (Ground State) لذرة الكاربون



عند النظر الى الترتيب الالكتروني لذرة الكاربون اعلاه نتوقع ان الكاربون ثائي الارتباط بسبب وجود الكترونين منفردة في الاوربيتال P لكن الحقيقة ان الكاربون بإمكانه تكوين اربعة اواصر من خلال حدوث عملية اثارة ل احد الكتروني الاوربيتال $2S$ في الحالة الهايدة (Ground State) الى الاوربيتال $2P_z$ وبهذه الحالة سيكون الترتيب الالكتروني لذرة الكاربون في الحالة المثارة (Excited State) $1S^2\ 2S^1\ 2P_x^1\ 2P_y^1\ 2P_z^1$ حيث هناك اربعة الكترونات منفردة يستخدمها الكاربون في تكوين اربعة اواصر يساهم الكاربون في كل اصارة منها بالكترون واحد وتسمى هذه الاصارة بالاصارة التساهمية والترتيب الالكتروني التالي يوضح ذلك .



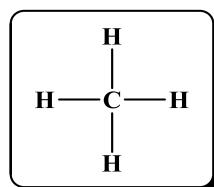
والامثلة التالية توضح لنا امكانية ذرة الكاربون من تكوين اربعة او اصر رغم اختلاف تهجينها



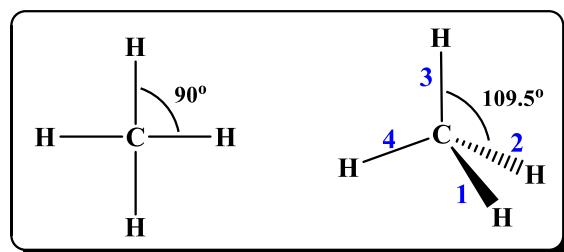
الشكل ثلاثي البعد للكاربون (رباعي السطوح)

Three Dimension of Carbon (Tetrahedral)

ان الشكل ثلاثي البعد لذرة الكاربون عندما ترتبط بأربعة او اصر من نوع SP^3 ليس مستوى (للسهولة تكتب بشكل مستوى) كما هو مرسوم لجزئية الميثان أدناه

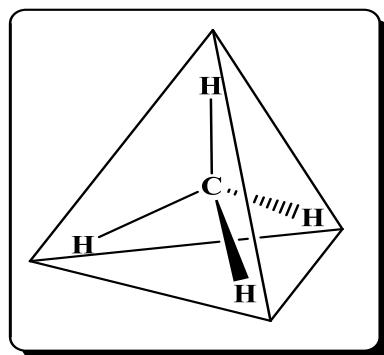


في الحقيقة توجد ذرة الكاربون بشكل تكون فيه الاواصر او الاوربيتالات المكونة للأواصر ابعد ما يكون عن بعضها وذلك لتقليل التناقض بين هذه الاوربيتالات فالزاوية بين كل آصرتين في الشكل المستوى لذرة الكاربون (90°) وهذه القيمة بعيدة عن القيمة الحقيقية للزاوية البالغة (109.5°) للشكل ثلاثي البعد ، حيث كلما زادت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



حيث يشير شكل الاصر 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 عند امرار مستوى

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



Chemical Bonds

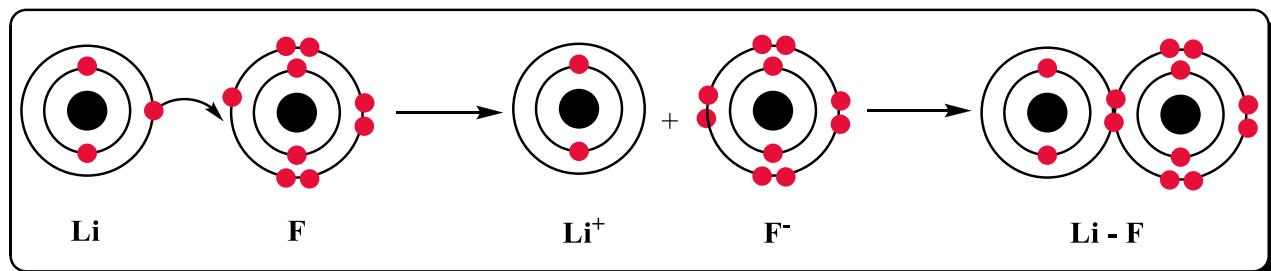
الاواصر الكيميائية

وضعت اولى الافكار عن طبيعة التآثر الكيميائي من قبل العالم لويس Kossal وکوسال Lewis سنة 1916 حيث اقترح نوعين رئيسيين للأواصر الكيميائية

Ionic Bond

الاصرة الايونية

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

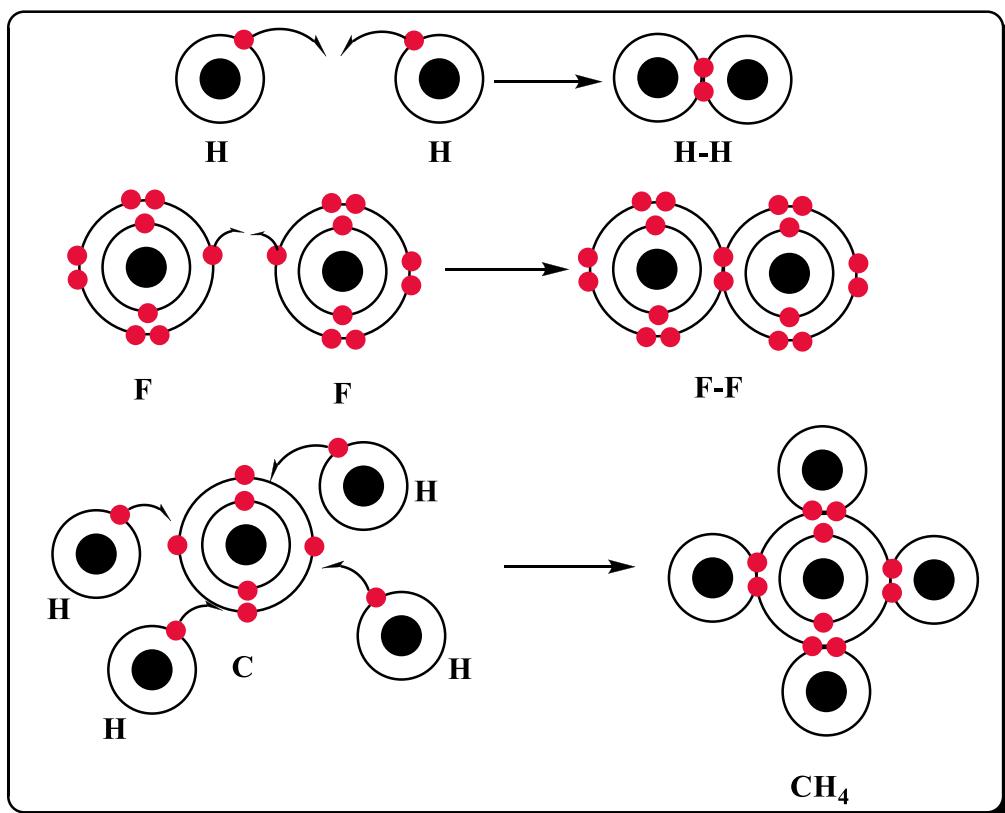


السالبية الكهربائية Electronegativity : هي قابلية ذرة في جزيئه على جذب الكترونات الاصره نحوها وترداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري وتقل في الزمرة بزيادة العدد الذري .

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 جزيئه الفلور ، والهيدروجين ، والميثان .

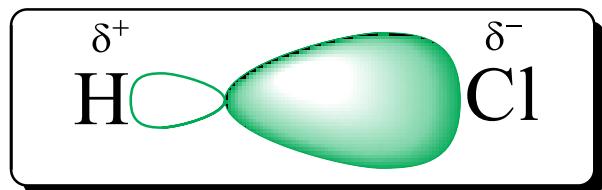


Polar Covalent Bond

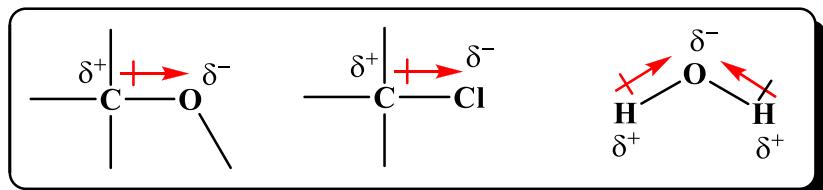
الاصرة التساهمية المستقطبة

ت تكون الاصرة التساهمية المستقطبة عند اتحاد ذرتين مختلفة قليلا في سالبيتها الكهربائية مثل الكلور والكاربون او الكلور والهيدروجين ، وتصف هذه الاصرة بامتلاكها بعض الصفة الايونية الجزئية بسبب الفرق في السالبية

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



توضح حركة او انحراف الكترونات الاصرة بسهم حيث يشير رأس السهم الى الذرة ذات السالبية الكهربائية العالية والحاملة للإشارة السالبة الجزئية ، وقد تحتوي الجزيئة على اكثر من اصارة قطبية وتكون محصلة العزوم في مثل هذه الجزيئات انتاج جزئية ثنائية القطب ، تفاصيل قطبية الجزيئة بوحدة الدبياي . Debye

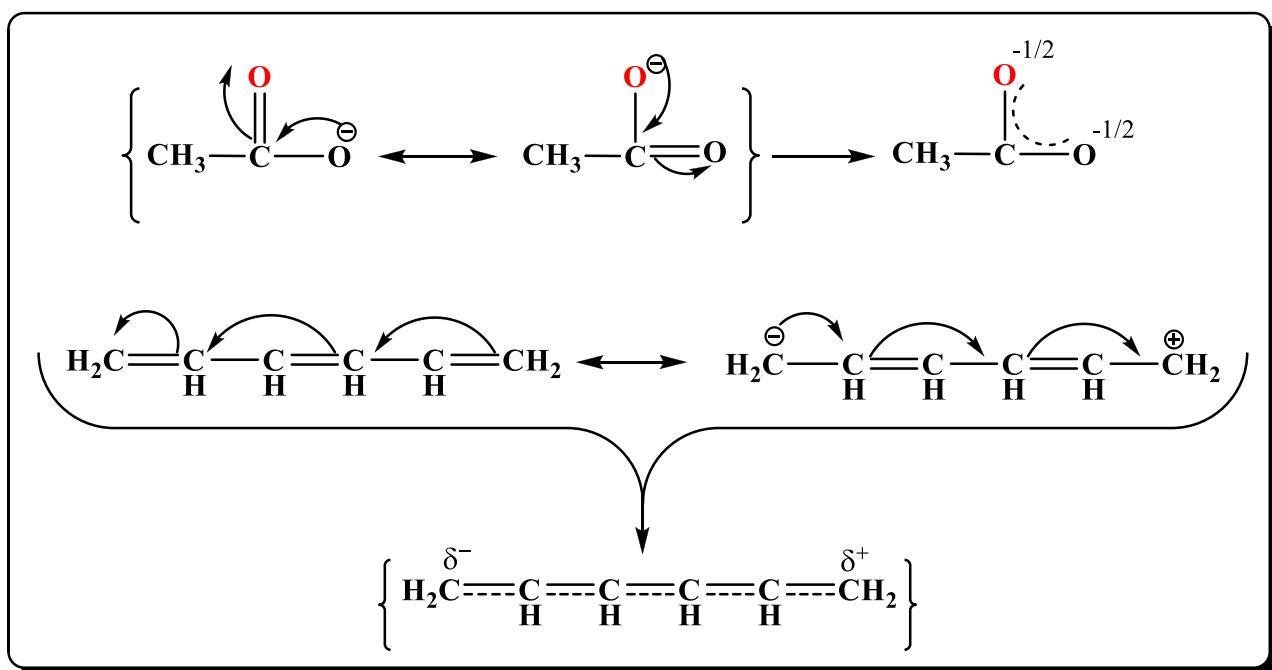


Resonance

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 تشبّع في الجزيئه مثل الاواصر المزدوجة المتعاقبة او ارتباط مجاميع ساحبة او دافعة للالكترونات مباشرةً بالحلقات الاروماتية او دخول الاشارة السالبة لايون الذرة مع اوربيتالات الاواصر غير المشبعة المجاورة ، كما ان الايونات العضوية الحاوية على رنين تكون اثبت من التراكيب الجزيئية غير

المحتوية على رنين ويستخدم السهم ذو الرأسين بين الاشكال الرئينية للدلالة على حركة الالكترونات في الجزيئه وعدم تمركزها وكما موضح في ادناه .



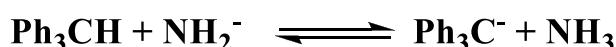
Acid and Bases

الحامض والقواعد

وضعت عدة تعاريف للحامض والقاعدة منها ما يلي

تعريف ارينوس (1884) حيث عرف الحامض بانه المادة التي تتاين في المحاليل المائية لتنتج ايونات الهيدروجين اما القاعدة فعرّفها بانها المادة التي تتاين في المحاليل المائية لتنتج ايونات الهيدروكسيل .

تعريف برونشتاد - لوري (1923) عرّفا الحامض بانه المادة او المركب الذي يهب بروتون والقاعدة بانها المادة او المركب الذي يستقبل البروتون



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



Intermolecular Force

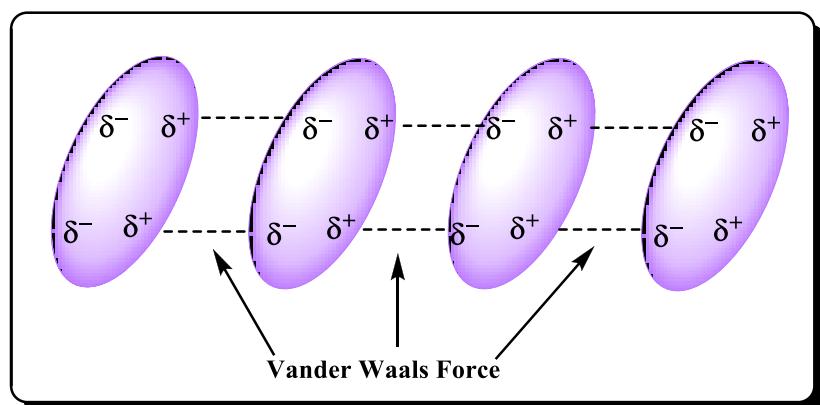
القوى ما بين الجزيئات

توجد اكثراً من قوة تربط الجزيئات بعضها ببعض ومنها

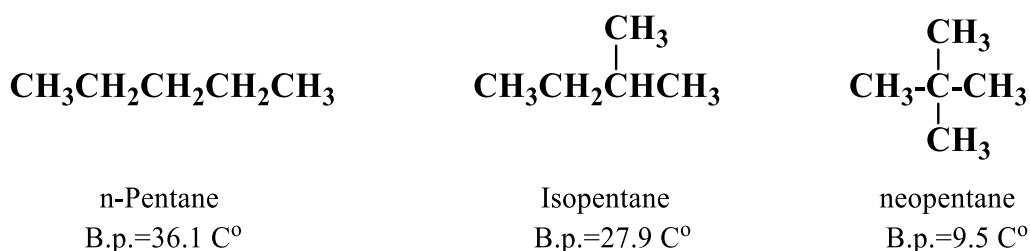
Vander Waals Force

قوى فاندرفالز

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



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



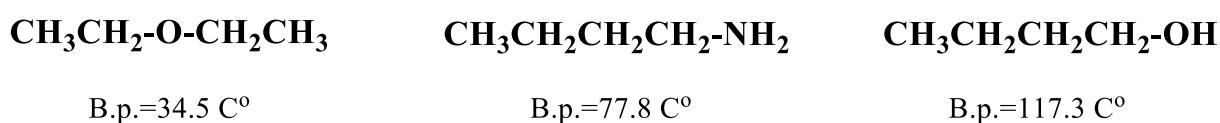
ان سبب ارتفاع درجة غليان المركب n-Pentane يعود الى كبر المساحة السطحية لجزيئه وان كبر المساحة هذه يؤدي الى زيادة قوى قاندر فالز بين الجزيئات وبالتالي تتطلب هذه القوى الى طاقة عالية مقارنة بباقي المركبات اعلاه ليتحول الى الحالة الغازية وان سبب كبر المساحة السطحية يعود الى خطية الجزيئه (جزيئه غير متفرعة)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

Hydrogen Bonds

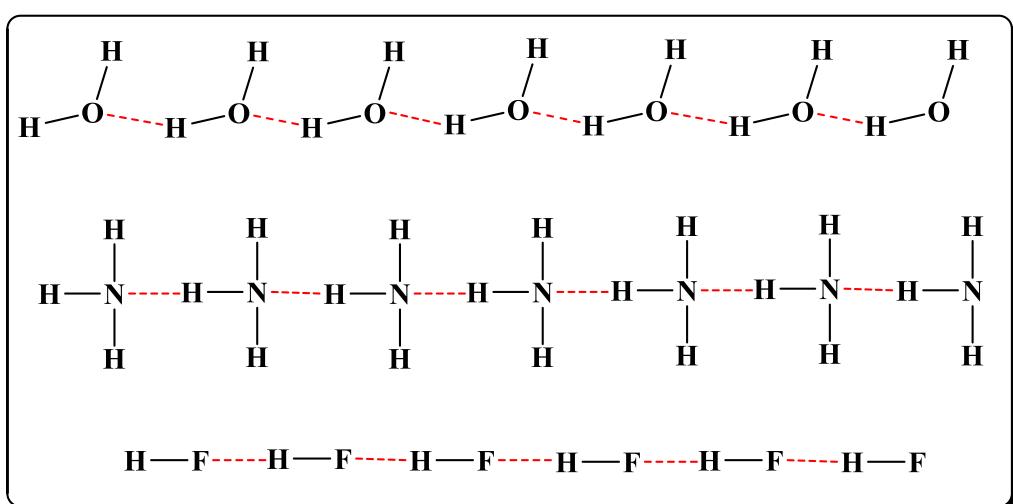
الاواصر الهيدروجينية

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 زادت السالبية كلما كانت الاصرة المتكونة اقوى وبالتالي تعكس هذه القوى على درجة الغليان على سبيل المثال للمركبات العضوية وهذا ما توضحه درجات الغليان المركبات التالية .



ان الصفة المشتركة بين جميع المركبات اعلاه هو احتوائها على اربعة ذرات كاربون مع الاختلاف بالطاقة العضوية فدرجة غليان المركب Diethyl ether الواطئة تشير الى عدم وجود الاصرة الهيدروجينية بين جزيئاته بسبب عدم توفر الهيدروجين المرتبط بذرات ذات سالبية عالية (F , O , N) لذلك لا تتطلب عملية الغليان الا الى حرارة واطئة $^{\circ}\text{C}$ 34.5 ، اما مركب 1-butyl amine فدرجة غليانه $^{\circ}\text{C}$ 77.8 اعلا من مركب الايثير واقل من الكحول 1-Butanol الذي درجة غليانه $^{\circ}\text{C}$ 117.3 وهذا يعود الى السالبية الواطئة لذرة النتروجين اما سبب ارتفاع درجة غيان 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 ، والتركيب التالي توضح الاواصر الهيدروجينية المتكونة بين بعض الجزيئات .



Type of Bonding

التأصر وانواعه

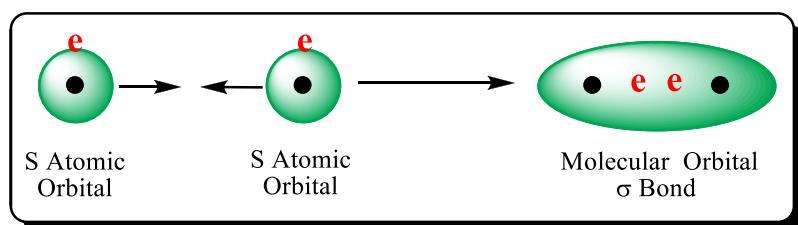
وضعت عدة نظريات لتفصير كيفية تكوين الاواصر التي تربط الذرات في الجزيئه الواحدة ومنها نظرية الاوربيتال الجزيئي Molecular Orbital theory والتي تفترض تداخل الاوربيتالات الذرية للذرات لتكوين الاوربيتالات الجزيئية وتعتمد هذه النظرية في تفسير هذه التداخلات على الحسابات الرياضية وهي ليس مجال دراستنا حالياً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

Sigma Bond (σ)

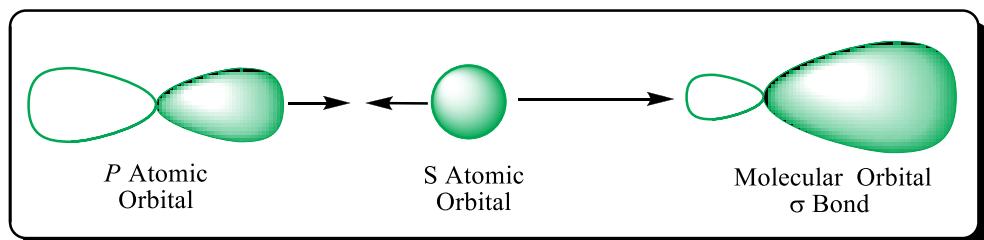
اولا : اصرة سگما

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

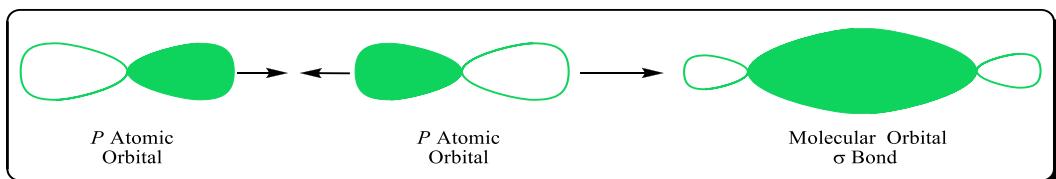
تدخل اوربيتالين من نوع S : تتدخل اوربيتالات S الذرية فيما بينها لتكوين اوربيتال سگما الجزيئي مثل ذلك تدخل اوربيتالات S لذرات الهيدروجين لتكوين جزيئه الهيدروجين حيث يكون المزدوج الالكتروني المكون لاصره سگما واقع بمركز المسافة بين نواتي الذرتين المشتركة في تكوين اصرة سگما .



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



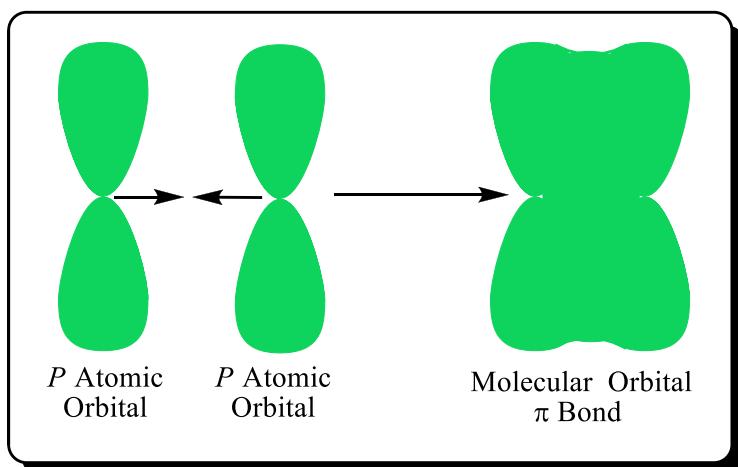
تدخل اوربيتاليين من نوع P راسيأً : تتدخل اوربيتاليين من نوع P راسيأ (اوربيتالات P_x) على طول محور الاوربيتال لتكوين اصرة σ مثل تدخل اوربيتالي P لذرتي الكاربون لتكوين اصرة σ (C-C) .



Pi Bond

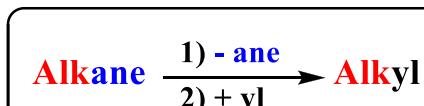
ثانياً : اصرة پای (π)

تنتج اصرة پاي من التداخل الجانبي لاوربitalات P_z ، P_y (فقط ، اي ان اصرة پاي تشرط ان تكون الاوربitalات متوازية او قريبة جدا من وضع التوازي وتخلف الاواصر باحتواها على اصرة پاي فالاصرة المزدوجة تحتوي على اصرة پاي واصرة سگما اما الاصرة الثلاثية فتحتوي على اصرتين من نوع پاي واصرة من نوع سگما .



مجاميع الالكيل والرمز R :

يُستعمل الرمز R للدلالة على وجود جذر الالكيل والذي يوصف بأنه مركب الكان مطروحاً منه ذرة هيدروجين بغض النظر عن اشارته ، ويمكن تسميته من خلال حذف المقطع (ane) من نهاية اسم الakan الذي يحمل نفس عدد ذرات الكاريون واضافة المقطع (yl) اليه لينتتج الاسم Alkyl وكما يلي :



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

الكاربون عدد ذرات	Alkane		alkyl	
	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

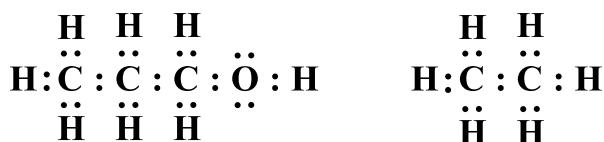
ملاحظة : ان اي مقطع في تسمية اي مركب عضوي ينتهي بالاحرف (al) يعتبر مجموعة معوضه على المركب الاولي (المركب الاولي يكون اخر مقطع من تسمية المركب العضوي) .

طرق كتابة المركبات العضوية

توجد اكثر من طريقة للتعبير عن المركبات العضوية منها ما يلي

صيغة التراكيب النقطية : Dot Structure

تتضمن هذه الطريقة وضع جميع الكترونات التكافؤ حول كل الذرات كما يتم التعبير بهذه الطريقة عن الاصرة بوضع الكترونين تربط الذرتين ، ان استخدام هذه الطريقة نادر لأنها طريقة مزعجة وبطيئة ويطلب استخدامها وقت طويل .



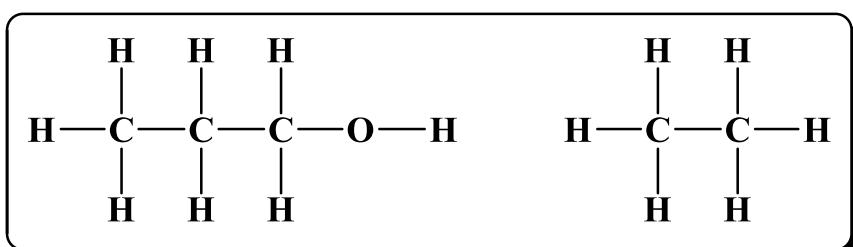
الصيغة المكثفة Condensed Formula

تعتبر هذه الطريقة اكثر الطرق المستخدمة للتعبير عن صيغ المركبات العضوية وتتميز ببساطتها وسرعة كتابة التراكيب العضوية حيث يتم كتابة ذرة الكاربون ثم ذرات الهيدروجين متبعاً بعدها بدون اواصر او نقاط تشير الى الاواصر او الكترونات التكافؤ .



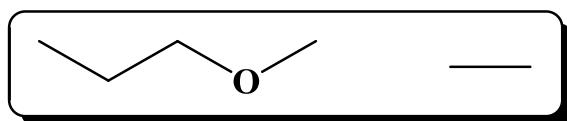
تراكيب كيكوليه (صيغ كيكوليه) Kekule Formula

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 الكاربوني للجزئية فقط وتحذف ذرات الهيدروجين والواصر التي تربطها بذرات الكاربون لكنها تعتبر موجودة اما الذرات الاخرى غير الكاربون والهيدروجين مثل (N , O , Cl , S , P) فإنها تكتب ، في بعض ميكانيكية التفاعلات تحتاج 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 .



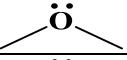
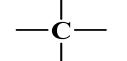
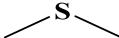
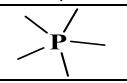
مقاطع التعبير عن المضاعفات

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

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

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 .

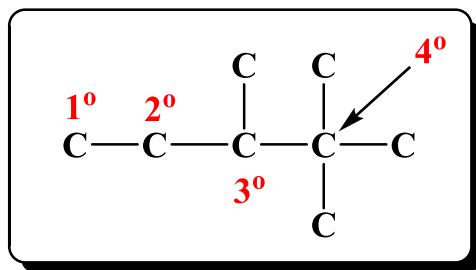
Atom	Valence	Atom	Valence
-H	Mono		Di
-K	Mono		Tri
-Na	Mono		Trtra
	Di		Penta

بعض المجاميع المعرفة المستخدمة 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 الكاربون والهيدروجين في المركبات العضوية

يعتمد تصنيف ذرات الكاربون في المركبات العضوية على عدد ذرات الكاربون المرتبطة بذرة الكاربون المراد معرفة تصنيفها فعند ارتباطها بذرة كاربون واحدة فإنها ذرة كاربون اولية Primary ويرمز لها بالرمز (1°) اما الثانوية (2°) فإنها ترتبط بذرتين كاربون و الثالثية (3°) ترتبط بثلاثة ذرات كاربون اما الرابعة (4°) فترتبط باربعة ذرات كاربون



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

