

المقدمة:

أولاً: تعريف الكيمياء العضوية:

الكيمياء العضوية هي ذلك الفرع من الكيمياء الذي يدرس المركبات الكيميائية التي هي في الأصل من مصدر عضوي (نباتي أو حيواني) والمركبات الحديثة من صنع الإنسان والتي لها الخواص نفسها، من حيث وجود الكربون أو نوع الترابط بها.

وتقسم المواد الكيميائية إلى قسمين رئيسيين هما المركبات العضوية Organic Compounds والمركبات غير العضوية Inorganic Compounds وهي التي مصدرها من الصخور والمعادن وليس من الكائنات الحية (نبات أو حيوان) مثل المعادن والأملاح والأحماض المعدنية.

في البداية كان الكيميائيون يحضرون المركبات العضوية عن طريق استخلاصها وتنقيتها من مصادرها النباتية أو الحيوانية، وقد قضوا وقتاً طويلاً في هذا العمل، ومما دفعهم إلى ذلك هو الحاجة إلى هذه المركبات المهمة التي يحتاجها الإنسان في مختلف أوجه حياته سواء كغذاء أو للصناعات المختلفة.

ومن خلال هذه الدراسات التي قام بها الكيميائيون اتضح لهم أن المركبات الموجودة في النبات والحيوان تختلف عن المواد الموجودة في المواد غير الحية مثل الأملاح المعدنية.

وقد وجدوا أن المركبات العضوية مكونة من عدة عناصر أهمها: الكربون، الهيدروجين الأوكسجين والنيتروجين، وبكميات قليلة أحياناً يوجد بها عناصر أخرى مثل الكبريت، الفوسفور... وغيرها.

إن وجود الكربون دائماً في المركبات العضوية أدى إلى تعريف الكيمياء العضوية بأنها (كيمياء المركبات الكربونية).

وهذا التعريف أدى إلى توسيع مفهوم الكيمياء العضوية ليشمل المركبات العضوية التي هي في الواقع من صنع الإنسان، وتم تحضيرها في المعامل مثل البوليميرات وغيرها.

اعتقد العلماء في الماضي أن المركبات العضوية تختلف عن باقي المركبات، وأن بها قوة حيوية (Vital Force) تجعل الحصول عليها وتحضيرها في المعمل غير ممكن.

بقي هذا الاعتقاد سائداً لفترة طويلة إلى أن قام الكيميائي الألماني فريدريك فوهلر عام

1828 Frederick Wohler بتحضير مركب اليوريا (الذي كان يستخلص من البول)

بتسخين المركب غير العضوي - سيانات الأمونيوم:

ثانياً: خصائص المركبات العضوية:

انفصلت الكيمياء العضوية عن باقي فروع الكيمياء وأصبحت تكون وحدة قائمة بذاتها، لها مكوناتها وأركانها كعلم ثابت يتطور باستمرار لعدة اعتبارات هي:

1- التركيب: Composition

إن أهم العناصر المكونة للمواد العضوية هي: الكربون والهيدروجين والأكسجين والنيتروجين والكبريت، بالإضافة إلى بعض المواد العضوية قد تحتوي على الهالوجينات. في الواقع يعدّ الكربون العمود الفقري للمركبات العضوية. وتتميز ذرات الكربون بقدرتها الفائقة على الاتحاد مع بعضها لتكوين سلاسل طويلة، وإن هذه الميزة غير متوافرة في باقي العناصر، (إذ إن قوة الكربون لتكوين روابط قوية مع ذرات كربون أخرى وكذلك مع الهيدروجين والأكسجين، ومع الكبريت والنيتروجين يلبي الحاجة الملحة لتركيب العدد الهائل جداً من مختلف الجزيئات الضرورية لتكوين الكائنات الحية).

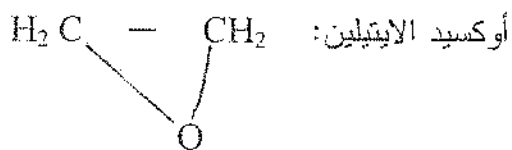
2 - الحساسية: Sensibility

المركبات العضوية أكثر حساسية من المركبات غير العضوية بالنسبة لمختلف المؤثرات الطبيعية والكيميائية، فبينما تقاوم الأخيرة فعل الحرارة نجد المركبات العضوية تتحلل بالحرارة وتتفحم عند تسخينها مع حمض الكبريتيك المركز. وملخص القول: تعدّ المركبات العضوية بصورة عامة قابلة للاحتراق ويستفاد من هذه الخاصية في تحليل المركبات العضوية.

3 - التماكب: Isomerism

إن هذه الظاهرة منتشرة ما بين المركبات العضوية ونادرة في المركبات غير العضوية. وملخصها: هو أن الصيغة الجزيئية لا تكفي للدلالة على طبيعة المادة العضوية، إذ إنه توجد عدة مركبات لها الصيغة الجزيئية نفسها ولكنها تملك صيغاً بنائية مختلفة، كما تختلف في خصائصها الفيزيائية الكيميائية.

مثال: C_2H_4O إما أن تكون أسيت الدهيد أو CH_3CHO أو $\overset{e}{\underset{r}{\text{أ}}}$



تسمى أمثال هذه المواد بالمتماكبات Isomers كما تدعى الظاهرة بالتماكب Isomerism

4- التجانس الجزيئي:

سنرى أن لكل فئة من المركبات العضوية خصائصها الفيزيائية الكيميائية المميزة.

التفاعلات الرئيسية في الكيمياء العضوية:

The principles reactions in organic chemistry

غالباً ما تقع التفاعلات في الكيمياء العضوية تحت واحد من الأقسام الرئيسية التالية:

1- الاستبدال: Substitution

ويقصد بذلك العملية التي تستبدل فيها ذرة أو جذر بذرة أخرى أو جذر آخر وفسق

المعادلة التالية:



حيث أن:

B - : عبارة عن مقعد الاستبدال.

A - : عبارة عن المجموعة التي تقوم بعملية الاستبدال.

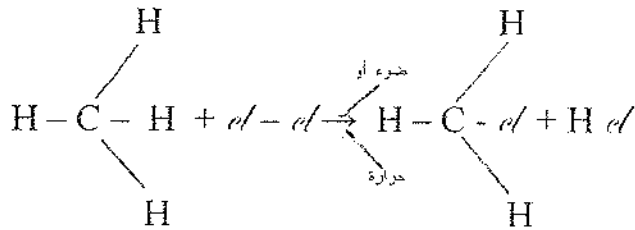
C - : عبارة عن المجموعة المزاحمة، أي المجموعة التي حلت محلها مجموعة أخرى

وبصورة عامة يحدث في التفاعلات من هذا النوع كسر رابطة واحدة هي الرابطة B-C

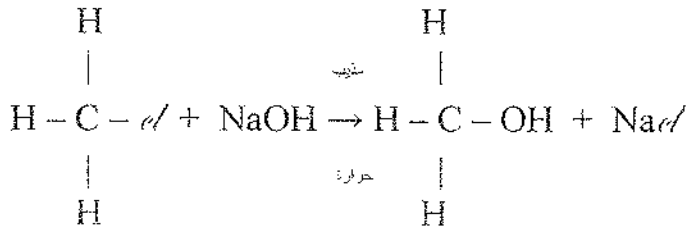
وتكوين رابطة جديدة هي الرابطة A - B

إن عملية الكلورة Chlorination تعدّ المثال النموذج لععدد كبير من التفاعلات

العضوية المعروفة تحت اسم الاستبدال:



في هذا التفاعل: حلت ذرة كلور مكان ذرة هيدروجين في مركب الميثان لتوليد المركب ميثيل كلورايد (كلوروميثان)، وذرة هيدروجين المزاحمة اتحدت مع ذرة الكلور الثانية لتوليد جزيء من حمض HCl هذا ولا تقتصر تفاعلات الاستبدال على الإحلال محل ذرة الهيدروجين، فمثلاً عند معاملة كلورو ميثان بـ NaOH تستبدل ذرة Cl بمجموعة هيدروكسيل.

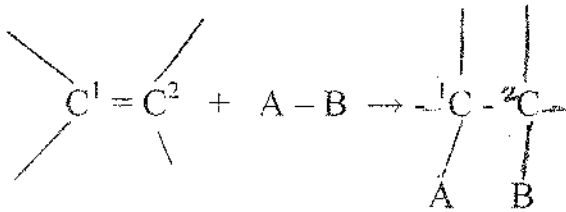


ومن السهولة بمكان ملاحظة أنه في مثل هذه التفاعلات تكون إحدى المواد الناتجة غير عضوية بسيطة وثابتة جداً وهي HCl عند الكلورة و NaCl عند تفاعل وورترز. إن تكون مثل هذه المواد بالذات وبالدرجة الأولى بسبب انطلاق كمية من الطاقة (الحرارة) وبالتالي يحكم سير التفاعل ولهذا السبب فإن كلورة الميثان هو ألفة الكلور الشديدة إلى الهيدروجين التي تؤدي إلى تكوين HCl .

2- الإضافة Addition :

وهي عبارة عن تفاعلات الرابطة المضاعفة الموجودة بين ذرتي كربون. إن كيمياء الألكينات Alkenes هي كيمياء الرابطة المضاعفة، وكما هو معلوم أن الرابطة المضاعفة مكونة من رابطة قوية (σ) سيغما ورابطة ضعيفة (π)، وبالتالي من المتوقع أن التفاعل يعمل على تحطيم الرابطة المضاعفة، وهكذا تتحطم الرابطة (π) وتتشكل رابطة (σ) قوية بدلاً منها.

وهكذا تشمل تفاعلات الإضافة تلك التفاعلات التي تضاف إليها ذرات جديدة إلى الجزيء العضوي المحتوي على رابطة متعددة (ثنائية أو ثلاثية) دون أن يفقد الجزيء العضوي الأصلي أي ذرة، ولاشك فإن هذه العملية تدعو إلى تكوين روابط جديدة على حساب الروابط القديمة (روابط زوجية أو ثلاثية)، في حالة وجود رابطة زوجية:

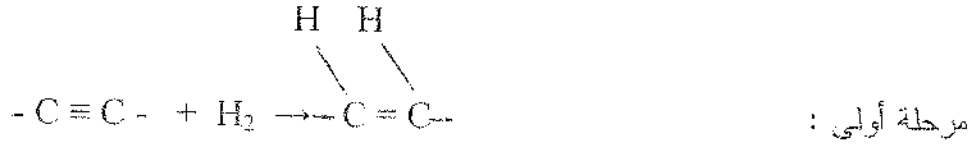


يتكون مركب واحد وتتحول الرابطة الزوجية إلى رابطة فردية بمعنى أن التفاعل يؤدي إلى إزالة رابطة واحدة ويشترط لحدوث ذلك إضافة مجموعة أحادية إلى ذرة الكربون رقم (1) ومجموعة أحادية إلى ذرة الكربون (2).

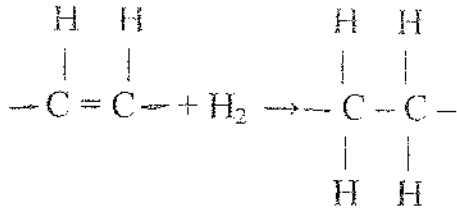
وفي حالة المركبات ذات الرابطة الثلاثية تحدث تفاعلات الإضافة على مرحلتين:

- الأولى : تحول الرابطة الثلاثية إلى ثنائية

- الثانية : تحول الرابطة الثنائية إلى أحادية

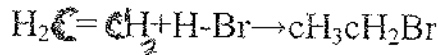


مرحلة ثانية:



والتفاعل الممثل لهذا النوع من التفاعلات هو إضافة بروميد الهيدروجين إلى

الأتيلين:

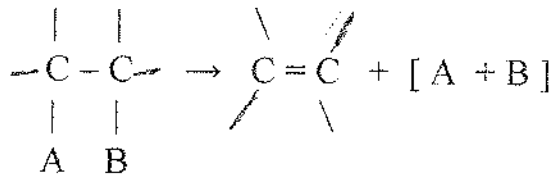


وتكون النتيجة النهائية لإضافة الهيدروجين إلى الألكينات هي تكوين الألكانات.

3- الإزالة Elimination

وهنا يفقد الجزيء العضوي جزءاً من مكوناته، ويعدّ من الطرق المناسبة في تحضير

الألكينات:



أي أن تفاعلات الإزالة عبارة عن معكوس تفاعلات الإضافة من النوع الأول وينتج عن

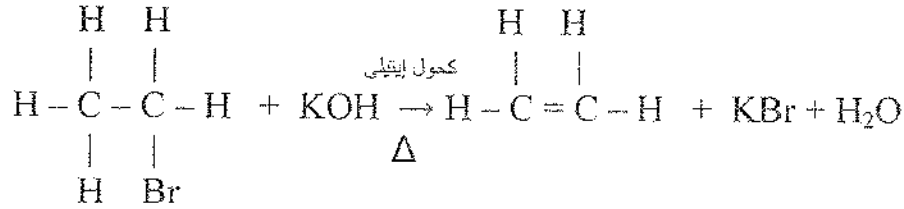
هذا النوع من تفاعلات الإزالة مركبات عضوية ذات رابطة زوجية أو ثلاثية، وتعدّ

تفاعلات الإزالة من التفاعلات الهامة التي بواسطتها يمكننا إدخال الرابطة المضاعفة

C = C في الجزيئات من جميع الأنواع.

مثال : (1) عندما يسخن أي برومو الكان مع محلول كحولي من هيدروكسيد البوتاسيوم

فالعناصر المزاحة من برومو الكان هي بروميد الهيدروجين ويتكون الكين:

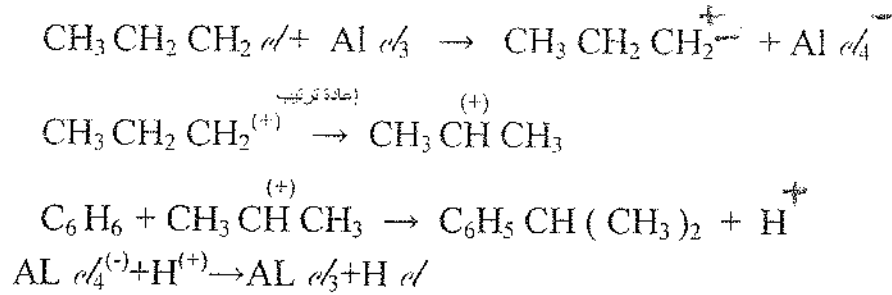


إيثيلين

4- إعادة ترتيب الذرات في الجزيء :Rearrangement

ويحدث في هذا النوع من التفاعلات تغيير في وضع الذرات أو المجموعات الذرية في الجزيء، مما يؤدي إلى تكوين جزيء عضوي جديد، بعد مسن مشابهاة الجزيء العضوي القديم، والمثال الرئيسي الموضح لهذا النوع من التفاعلات هو تفاعل فريدل وكرافت.

من العقبات الأساسية في استخدام تفاعل فريدل كرافت، والمتضمن إدخال جذر ألكيلي على الحلقة البنزينية، هو أن مجموعة الألكيل التي ستتصل بالحلقة البنزينية لا تملك دوماً البناء نفسه الذي كانت تملكه في المركب الأم (الهاليد).

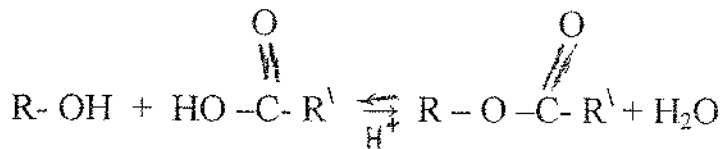


وهكذا تمت عملية إعادة الترتيب هذه للحصول على أيون الكاربونيوم الأكثر ثباتاً

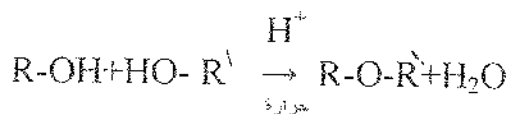
5- التكثيف :Condensation

من التفاعلات المميزة للألديهيدات والكيونات والكحولات والحموض الكربوكسيلية تفاعل التكثيف، ويشمل هذا التفاعل الاتحاد ما بين مادتين أو أكثر مع طرح جزيء ماء أو جزيء آخر بسيط التكوين.

مثال: عندما يسخن كحول مع حمض كربو كسيلتي، وبوجود حمض قوي كعامل مساعد يتكثف الكحول مع الحمض لتكوين مركب عضوي جديد يدعى الأستر:

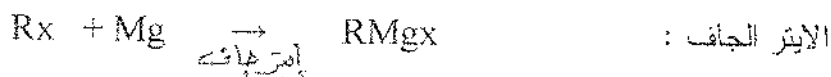


هذا وقد وجد أيضاً إن الكحولات يمكن أن تقوم بتفاعل التكثيف الذاتي
Self - Condensation reaction لتشكل مركبات تدعى الايترات:



عناصر غرينيارد: The Grignard Reagents

إن الكيل - مغنيزيوم - هاليد $R - Mg - x$ أو عناصر غرينيارد التي أدخلت من قبل غرينيارد عام 1900 ذات قيمة كبيرة جداً في مخابر التخليق العضوي، يحضر عنصر غرينيارد عادة من التفاعل بين المغنيزيوم (ذرة واحدة) وهاليد الالكيل (جزيء واحد) في

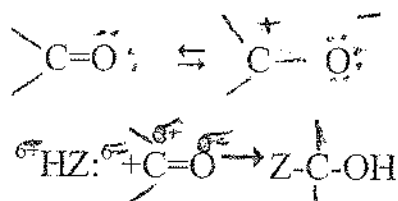


تفاعلات عناصر غرينيارد:

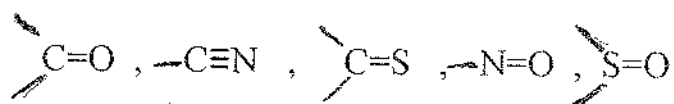
لما كانت زمرة الكربونيل $C=O$ غير مشبعة فإن بإمكانها معاناة تفاعلات ضم، ولما كانت ذرة الأوكسجين أشد كهرسلبية من ذرة الكربون، فإنها تجذب الزوج الالكتروني π المشكل للرابطة المزدوجة فتصبح ذات صفة سالبة وتصبح ذرة الكربون ذات صفة موجبة، وعندئذ يحصل طنين للزمرة الكربونيلية بين الشكلين التاليين:



وهكذا ينضم الجزء الموجب من الكاشف المتفاعل إلى الأوكسجين، وينضم الجزء السالب إلى الكربون، وفق التفاعل التالي:

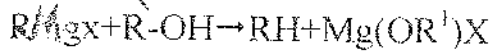


إن معظم تفاعلات غرينيارد تقع في إحدى المجموعتين التاليين:
- إضافة عنصر غرينيارد إلى مركب يحتوي إحدى المجموعات التالية (محتوية على رابطة غير مشبعة):



وفي كل حالة، مجموعة الكيل عنصر غرينيارد $R-MgX$ يضاف إلى الذرة الأضعف في الكهرسلبية والجزء MgX يضاف إلى الذرة الأقوى، ومن الضروري ملاحظة أن عنصر غرينيارد لا يضاف إلى ذرتي كربون رابطة مضاعفة أو ثلاثية، تعدّ مجموعة الكربونيل من أهم المجموعات المذكورة أعلاه.

ب - التفكك المضاعف مع مركبات محتوية على ذرة هيدروجين نشطة أو ذرة هالوجين. وذرة الهيدروجين النشطة هي تلك المرتبطة بالأكسجين أو الأزوت أو الكبريت:

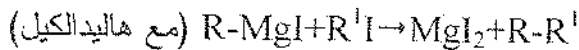
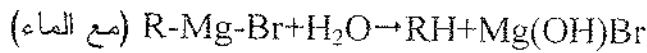


إن جميع التفاعلات مع المركبات المحتوية على ذرة هيدروجين نشطة تعطى

هيدروكربون

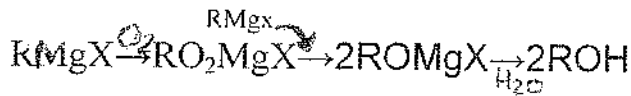
تفاعلات التخليق لعناصر غرينيارد:

1- الهيدروكربونات Hydrocarbons:

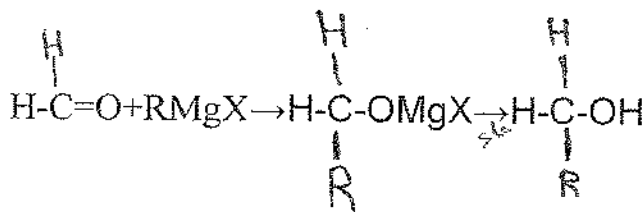


2- الكحولات الأولية Primary alcohols :

أ- طريقة قديمة:



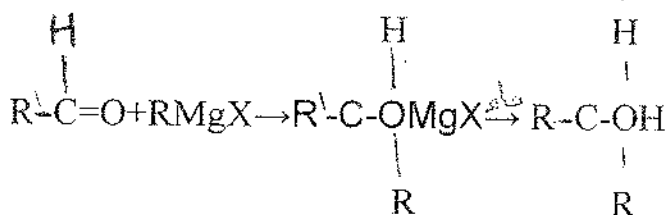
ب- طريقة حديثة:



Form aldehyde

1⁰ alcohol

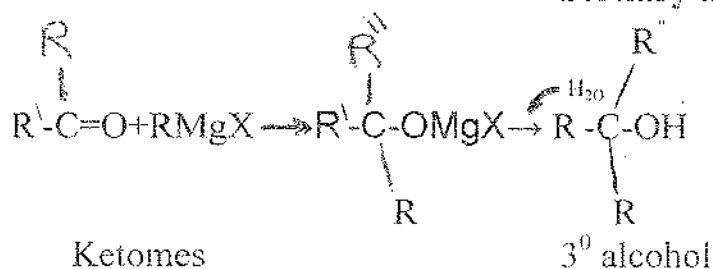
3- الكحولات الثانوية Secondary alcohols :



Higher aldehydes

2⁰ alcohol

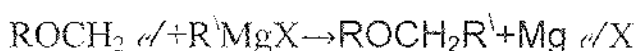
4- الكولات الثالثية **Tertiary alcohols**:



5- الاثيرات **Ethers**:

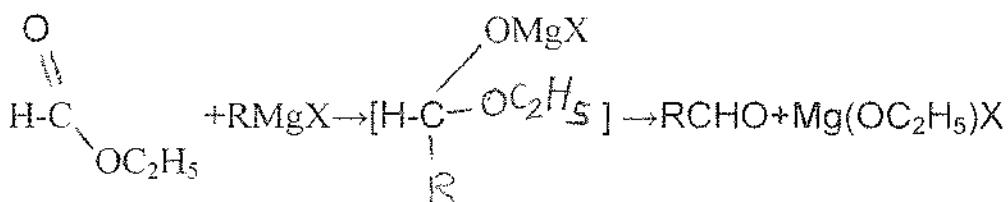
عنصر غرينيارد ومركب يحتوي على ذرة هالوجين:

وفيه يتم التفاعل بين



6- الالدهيدات **Aldehydes**:

وفيه يتم التفاعل بين استر وعنصر غرينيارد



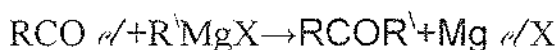
أسيتال

الكوكسي مغنزيوم هاليد

7- الكيتونات **ketones**:

وفيه يتم التفاعل بين كلوريد الأسيل (جزء واحد) وعنصر غرينيارد (جزء واحد):

واحد):



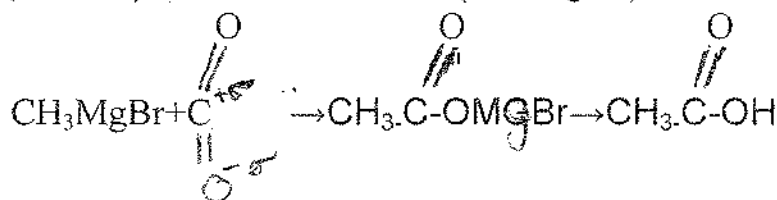
8- الحموض **Acids**:

وفيه يتم التفاعل بين ثاني أكسيد الكربون الصلب مع عنصر غرينيارد:



(Or Arx)

(Or ArCOOH)



9- الاسترات Esters:

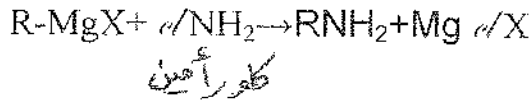
وفيه يتم التحضر على مرحلتين:



الكوكسي مغنيزيوم هاليد



10- الأمينات الأولية Primary amines:



نظرية الرنين Resonance:

تعرف ظاهرة الرنين: على أنها إمكانية تغيير عن مركب ما بشكلين أو أكثر. إذ تتفق هذه الأشكال في طريقة توزيع الذرات وتختلف بطريقة توزيع الإلكترونات، وكمثال على ذلك نأخذ حلقة البنزين، إذ يمكن أن تمثل بالشكلين الآتيين:

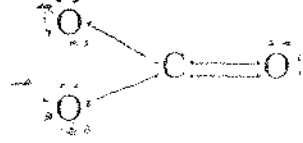
هجين الرنين:



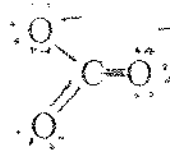
نرى أن كل ذرتي كربون متجاورتين ترتبطان برابطة أحادية bond مرة في أحد هذه الأشكال، وترتبطان برابطة ثنائية في الشكل الآخر. في الواقع العملي إن أي من الشكلين لا يمثل الحقيقة، وإنما شكلاً مهجناً ثالثاً يكون وسطاً بين هذين الشكلين هو الذي يمثل الواقع العملي ويسمى هذا الشكل هجين الرنين Resonance hybrid إذ أثبتت أشعة - x المأخوذة للبنزين (ولمركبات عديدة أخرى فيها ظاهرة) أن طول الرابطة بين ذرات الكربون متساوٍ وهو 1.39Å وهذا يقع بين الرابطة الثنائية $\text{C}=\text{C}$ 1.34Å ، والرابطة الأحادية $\text{C}-\text{C}$ 1.54Å .

كذلك من الأمثلة التي توضح ظاهرة الرنين أيون الكربونات CO_3^{2-} إذ العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ في أيون الكربونات = 24 إلكترونات، أربعة منها من ذرة الكربون وستة

لكل ذرة أوكسجين $3 \times 6 = 18$ ويبقى الكترونان هما اللذان يعطيان الأيسون شحنته السالبة ويفترض أنهما من ذرتي فلز مثل الصوديوم، ولوضع صيغة تمثل الالكترونات فيها على شكل نقاط ويكتمل فيها المدار الأخير لكل ذرة بثمانية الكترونات، وهذه الصيغة كما يلي:

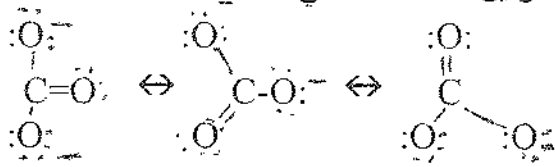


أو يمكن كتابة هذه الصيغة كمايلي :

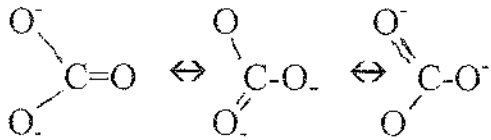


أيون الكربونات

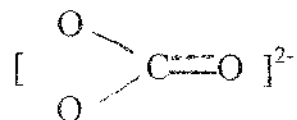
يمكن اختيار ذرة الأوكسجين المرتبطة برابطة ثنائية بطريقة تغطي ذرات الأوكسجين الثلاث، وذلك يعطي ثلاثة أشكال رنين متكافئة كالآتي:



وفي كل شكل من هذه الأشكال يوجد رابطة ثنائية واحدة $\text{C}=\text{O}$ بين الأوكسجين والكربون وكذلك توجد رابطتان أحاديتان $\text{C}-\text{O}$ بين ذرة الكربون وكل من ذرتي الأوكسجين الأخرين، وهذه الأشكال الثلاثة لها نفس ترتيب الذرات ولكنها تختلف في التوزيع الإلكتروني. كذلك يمكن توضيح حركة الالكترونات باستخدام أسهم منحنية كالآتي:



في الواقع العملي دلت القياسات أن طول الروابط بين الكربون والأكسجين متساوية في الطول ويمكن تمثيلها بشكل واحد يسمى هجين الرنين Resonance hybrid



إذ يمثل الخط المتصل رابطة أحادية كاملة، على حين يمثل الخط المنقطع $\frac{1}{2}$ رابطة ثنائية، لذلك تكون الرابطة بين الكربون والأكسجين متساوية لرابطة وثلاث.

الشحنة الشكلية أو الاصطلاحية Formal Charge

الشحنة الشكلية = عدد الكترولونات التكافؤ في الذرة المتعادلة - الالكترولونات غير المشارك بها - عدد الروابط المرتبطة بها الذرة.

الارتباط والتماكب في المركبات العضوية

مقدمة :

تقسم العناصر في الجدول الدوري إلى قسمين رئيسيين هما الفلزات واللافلزات. عندما تتفاعل هذه العناصر فإن الفلزات تفقد الإلكترونات واللافلزات تكتسب هذه الإلكترونات لتكوين مركبات أيونية. كذلك فإن اللافلزات تتحد مع بعضها البعض بواسطة المشاركة بالإلكترونات لتكوين روابط تساهمية.

وقد لاحظ العلماء منذ بداية القرن العشرين أن الغازات الخاملة التي لا تتفاعل تحت ظروف العادية مثل Ar-Ne-He الخ لها توزيع الكتروني مميز.

فمثلاً ذرة غاز الهيليوم He يوجد بها زوج من الإلكترونات تحيط بالنواة وأن الغاز الخامل الذي يلي الهيليوم وهو النيون Ne تحتوي ذراته على عشرة إلكترونات محيطة بالنواة.

وقد استنتج العلماء أن ذرات هذه العناصر لها ترتيب ذري مميز ومستقر جداً يؤدي إلى عدم رغبتها بالتفاعل مع العناصر الأخرى أو مع بعضها البعض. لذلك فقد تم الاستنتاج أن ذرات العناصر الأخرى في أثناء تفاعلاتها تسعى للوصول إلى التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر الخاملة لتصبح مستقرة مثلها.

المركبات الأيونية:

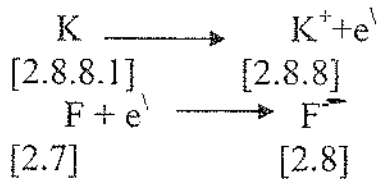
1- الرابطة الأيونية:

تتكون الرابطة الأيونية نتيجة انتقال إلكترون أو أكثر من المدار الخارجي (مدار التكافؤ) لذرة ما إلى ذرة أخرى. وتتكون مثل هذه الرابطة عند تفاعل عناصر المجموعة الأولى أو الثانية مع عناصر المجموعة السادسة أو السابعة من الجدول الدوري.

وبما أن الإلكترونات مشحونة بالشحنة السالبة فإن الذرة التي تفقد الإلكترون تصبح

مشحونة بشحنة موجبة وتسمى **كاتيون** (Cation) والذرة التي تكتسب الإلكترون تصبح مشحونة بشحنة سالبة وتسمى **أنيون** (Anion).

- مثال على هذه التفاعلات : تفاعل البوتاسيوم مع الفلور



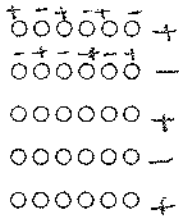
نلاحظ من المعادلتين السابقتين أن ذرة البوتاسيوم قد فقدت الكتروناً واحداً ليصبح توزيع الإلكترونات في تلك الذرة مشابه للتوزيع الموجود في ذرة الأرجون Ar وقد أصبحت تحمل شحنة موجبة (K^+).

كذلك فإن ذرة الفلور قد اكتسبت الكتروناً ليصبح توزيع الإلكترونات فيها مشابها لتوزيع الإلكترونات في ذرة النيون Ne ولتصبح الذرة مشحونة بشحنة سالبة (F^-) وجمع المعادلتين السابقتين مع حذف الإلكترونات ينتج عندنا الآتي:

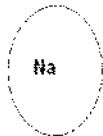


تتجاذب الشحنة الموجبة الموجودة على ذرة البوتاسيوم مع الشحنة السالبة الموجودة على ذرة الفلور لتكون الرابطة الأيونية. وفي الحالة البلورية فإن هذه الأيونات الموجبة والسالبة يتم ترتيبها بصورة محددة ومنظمة، ولا يمكن القول إن أيوناً محدداً مرتبطاً أو متجاذباً لأيون آخر محدد. وعندما تذوب هذه البلورات في مذيب ما (غالباً الماء) فإن جزيئات الماء تحيط بهذه الأيونات وتفصلها عن بعض وتصبح حرة طليقة تتحرك كيفما تشاء في المحلول.

مثال على ذلك بلورات ملح الطعام NaCl فإن الأيونات الموجبة Na^+ والسالبة Cl^- توجد في البلورة بشكل متناسق كالاتي:



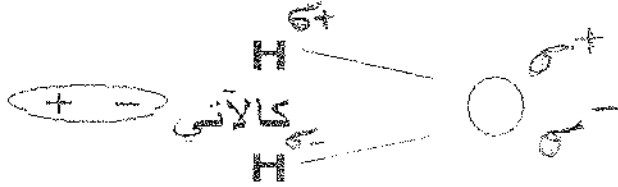
وعندما تذوب بلورات ملح الطعام في الماء فإن جزيئات الماء تدخل بسين هذه الأيونات وتفصله عن بعضها البعض ويصبح كل أيون محاطاً بجزيئات من الماء كالاتي:



إذ إن جزيء الماء يسمى جزيء مستقطب (Polar Molecule) يوجد به قطب موجب وقطب سالب، فذرة الأكسجين لها سالبية كهربية أعلى بكثير من ذرة الهيدروجين مما يؤدي إلى تركيز الشحنة السالبة على ذرة الأكسجين وبهذا تحمل شحنة سالبة جزئية

(Partial Negative Charge) وتحمل ذرة الهيدروجين شحنة موجبة جزئية (Charge)
(Partial Positive) ويمكن تمثيل ذلك كالآتي:

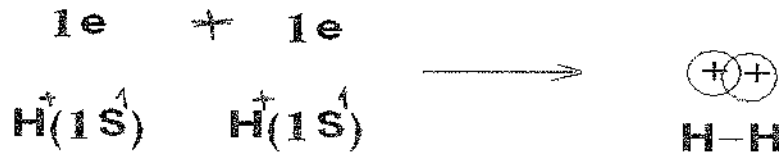
وبناء عليه يرمز للماء:



2- الرابطة التساهمية:

تتكون الرابطة التساهمية بواسطة المشاركة بالإلكترون أو أكثر بين ذرتين أو أكثر من عناصر متقاربة نوعاً ما في السالبية الكهربائية أو ذرتين من نفس العنصر كما هو الحال في الغازات F_2 , Cl_2 , H_2

فمثلاً: اتحاد ذرتي هيدروجين لتكوين جزيء الهيدروجين H_2
عندما تقترب الذرتان من بعضهما فإن الإلكترون في مدار (1S) على كل ذرة منهما يقع تحت تأثير جذب كلتا النواتين، وبذلك تتداخل المدارات الذرية وتنتقل الكثافة الإلكترونية إلى المنطقة الواقعة بين النواتين:



والروابط التساهمية منتشرة جداً في العناصر اللافلزية، مثال غاز الكلور يتكون من اتحاد ذرتين من الكلور كالآتي:



نلاحظ أن زوج من الإلكترونات أصبح مشتركاً بين ذرتي الكلور وأن هذا الزوج بحسب مرة مع هذه الذرة ومرة أخرى مع الذرة الثانية، وبذلك تكون كل ذرة قد أكملت مدارها الأخير لتصبح مشابهة لذرة غاز الأرجون Ar.

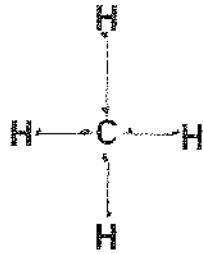
عندما تتحد ذرتا كلور لتكوين جزيء كلور فإن طاقة حرارية تنطلق وتسمى طاقة الرابطة (Bond Energy) وهي نفس كمية الطاقة اللازمة لكسر هذه الرابطة.

1-2 : الروابط التساهمية في مركبات الكربون:

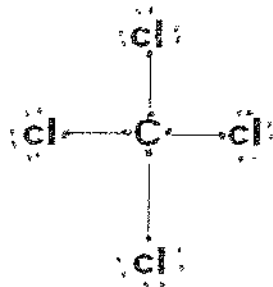
تحتوي ذرة الكربون على ستة الإلكترونات اثنان منها تملأ المدار 1S وأربعة أخرى تملأ المدارات الخارجية (مدارات التكافؤ).

ومدارات التكافؤ هذه تشكل مداراً رئيسياً يسمى Valence Shell ويرمز لذرة الكربون بالرمز C إذ تمثل النقاط الإلكترونات الموجودة في مدار التكافؤ ونجد أن الكربون يحتاج إلى اكتساب أربعة إلكترونات ليصل بذلك إلى التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل وهو النيون Ne أو يحتاج لفقد أربعة إلكترونات ليصل إلى التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم He وفي كلتا الحالتين إما أن تحمل ذرة الكربون أربع شحنات سالبة (في الحالة الأولى) أو أن تحمل أربع شحنات موجبة (الحالة الثانية) وكلاهما غير ممكن. لذلك يتفاعل عنصر الكربون بواسطة المشاركة بالإلكترونات ويكون روابط تساهمية.

مثال على ذلك تتحد ذرة الكربون مع أربع ذرات هيدروجين لتكوين غاز الميثان، وذلك بالمشاركة بالإلكترونات كما يلي:



وبهذه الطريقة يكمل الكربون مداره الأخير بثمانية إلكترونات ليصبح توزيع الإلكترونات في ذرة الكربون مساوٍ للتوزيع في أقرب غاز خامل وهو غاز النيون Ne كذلك تتشارك ذرة الكربون مع أربع ذرات من الكلور لتكوين رابع كلوريد الكربون بنفس الطريق السابقة:



إذ يكتمل المدار الأخير لذرة الكربون، كما في المثال السابق، وأيضاً يكتمل المدار الأخير لكل ذرة من ذرات الكلور ليصبح التوزيع الإلكتروني في ذرة الكلور مشابهاً لذرة الأرجون Ar

1-1-2 : أنواع الروابط التساهمية في الكربون :

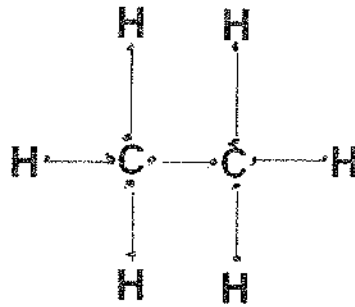
هناك عدة أنواع من الروابط التساهمية في مركبات الكربون منها الرابطة الأحادية single Bond والرابطة الثنائية Double Bond والرابطة الثلاثية Triple bond

أ- الروابط الأحادية في الكربون Carbon and single Bond :

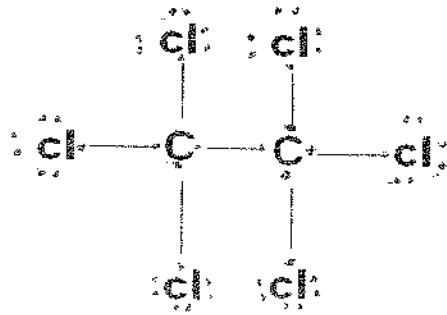
كما ذكرنا سابقاً فإن الكربون يرتبط بروابط أحادية مع عناصر أخرى مثل الهيدروجين كما هو الحال في غاز الميثان CH_4 وأيضاً فإن ذرة الكربون يمكنها أن تكون رابطة أحادية مع ذرة كربون أخرى ومع ذرات عناصر أخرى غير الكربون وهكذا، وبسبب هذه الخاصية نجد أن الكربون يدخل في مركبات كثيرة فيها سلاسل طويلة من ذرات الكربون. وتسمى هذه الظاهرة بالتسلسل Cationation

مثل:

غاز الايثان:



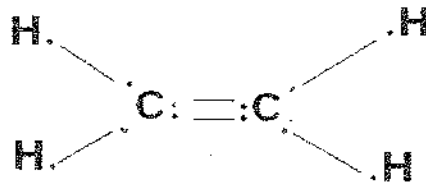
تشارك ذرة الكربون مع ذرة كربون أخرى بزوج من الإلكترونات لتكوين رابطة أحادية C-C كذلك تشارك كل ذرة كربون مع ثلاث ذرات هيدروجين لتكوين ثلاث روابط أحادية وفي النهاية يتكون غاز الايثان الذي يشبه في خواصه غاز الميثان. كذلك تشارك ذرة كربون مع ذرة كربون أخرى بزوج من الإلكترونات لتكوين C-C كما في المركب سداسي كلوريد الايثان، وتشارك كل ذرة كربون مع ثلاث ذرات كلور لتكوين ثلاث روابط أحادية:



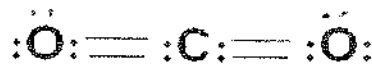
كذلك في غاز البروبان فإن ثلاث ذرات كربون تشارك بأزواج الإلكترونات لتكوين روابط أحادية تساهمية فيما بينها $\text{C} \text{---} \text{C} \text{---} \text{C}$ وتشارك مع ذرات الهيدروجين لتكمل ما تبقى من الروابط لكي يكون الكربون مستقرًا. يستمر التسلسل إلى أعداد كبيرة من ذرات الكربون لتكوين مركبات ذات أوزان جزيئية عالية جداً، كما هي الحال في البوليميرات والبروتينات وغيرها.

ب - الروابط الثنائية في مركبات الكربون **Carbon and Double Bond** :

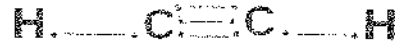
يمكن لذرة الكربون أن تشارك بعدد أكبر من الإلكترونات (زوج من الإلكترونات) مع ذرة كربون أخرى أو مع ذرة عنصر آخر لتكوين رابطة ثنائية. مثال: في غاز الايثيلين C_2H_4 إن كل ذرة كربون مرتبطة مع ذرتين من الهيدروجين، وهذا العدد من الهيدروجين أقل منه في حالة غاز الايثان، لذلك يتوجب على ذرتي الكربون أن تتشارك بأكثر من رابطة أحادية فيما بينها لكي يتسنى للكربون أن يكمل مداره الأخير (مدار التكافؤ) بثمانية إلكترونات كما في الشكل التالي:



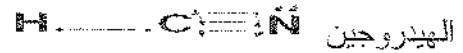
وبسبب ذلك فإن ذرتي الكربون تشاركان بزوج من الإلكترونات لكل منها لتكوين رابطة ثنائية **Double Bond** لتكوين هذا المركب غاز الايثيلين $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ أو C_2H_4 كذلك يمكن لذرة الكربون أن تكون روابط ثنائية مع ذرات عناصر أخرى كما هي الحال في غاز ثنائي أوكسيد الكربون:



ج - الرابطة الثلاثية في مركبات الكربون **Carbon and Triple Bond**:
تستطيع ذرة الكربون أن تشارك بثلاثة إلكترونات مع ذرة كربون أخرى أو مع ذرة
عنصر آخر لتكوين رابطة تساهمية ثلاثية (**Triple Bond**) كما هي الحال في غاز
الاستيلين:



إذ تساهم كل ذرة كربون بثلاثة إلكترونات لتكوين الرابطة الثلاثية مع ذرة الكربون
الأخرى وتساهم كل ذرة كربون بإلكترون واحد لتكوين رابطة أحادية مع ذرة الهيدروجين.
كذلك تساهم ذرة الكربون بثلاثة إلكترونات مع ذرة النيتروجين لتكوين غاز سيانيد



الهيدروجين وتساهم ذرة الكربون بإلكترون واحد مع ذرة الهيدروجين لتكوين الرابطة الأحادية. أما
في حالة غاز أول أكسيد الكربون CO فالوضع مختلف فإن ذرة الأوكسجين بحاجة للمشاركة
بإلكترونين فقط لتكوين رابطة ثنائية **Double Bond** ولكن هذا غير كاف من وجهة نظر
ذرة الكربون، لأنها بحاجة إلى أكثر من ذلك لكي يكتمل مدارها الأخير بثمانية إلكترونات
كالآتي: $\text{C} \equiv \text{O} \cdot \cdot \cdot \cdot$

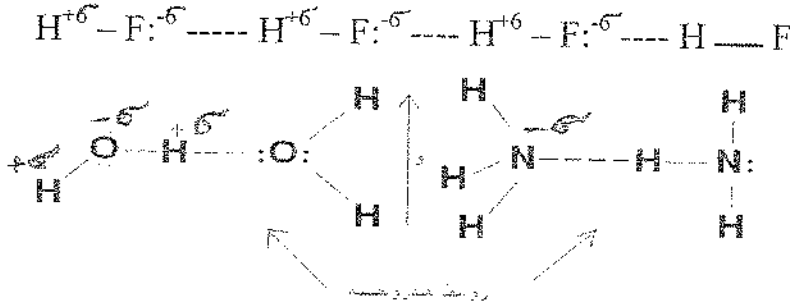
بالنسبة لذرة الأوكسجين فإن مدارها الأخير مكتمل وليست بحاجة للمشاركة بالمزيد مسن
الإلكترونات، ولكن ذرة الكربون ينقصها إلكترونين ليكتمل مدارها الأخير، لذلك فإن ذرة
الأوكسجين تستعمل زوجاً من إلكتروناتها لعمل الرابطة الثلاثية، وبذلك يكون مداري كلاً من
ذرتي الأوكسجين والكربون قد اكتمل بثمانية إلكترونات واستقرت كل من هذه الذرات، ويمكن
توضيح ذلك كمايلي: $\text{C} \equiv \text{O}^+$

والمحصلة لهذه الرابطة الثالثة أن ذرة الأوكسجين قد استخدمت زوج الإلكترونات لعمل هذه
الرابطة، ويمكن أن يحسب ذلك على أن ذرة الأوكسجين قد أعطت ذرة الكربون إلكترونات
واحد، لذلك فإن ذرة الأوكسجين ستحمل شحنة موجبة وذرة الكربون التي اكتسبت الإلكترونات
سوف تحمل شحنة سالبة محصل هذه الشحنات = 0 صفراً، ولذلك فالجزيء متعادل كهربائياً.

3- الرابطة الهيدروجينية : **Hydrogen Bond**:

عند ارتباط ذرة الهيدروجين بإحدى ذرات العناصر ذات السلبية الكهربائية المرتفعة
وبالتحديد الفلور (F) أو الأوكسجين (O) أو النيتروجين (N) تتكون رابطة تساهمية
مستقطبة، وإذا وجدت ذرة عنصر ذات سلبية كهربائية عالية بالجوار وتحتوي على زوج من
الإلكترونات غير مستخدم في روابط كيميائية، عندها يحدث تجاذب بين ذرة الهيدروجين

والذرة الأخرى لتكوين ما يعرف بالرابطة الهيدروجينية، وفيها يتردد الهيدروجين بين ذرتين كما هو مبين في الآتي:



وتختلف قوة الرابطة الهيدروجينية في الأمثلة المذكورة أعلاه باختلاف الاستجاب أي:

$$H - N < H - O < H - F$$

التماكب أو التماثل في المركبات العضوية Isomerism:

تعرف المركبات التي لها نفس الصيغة الكيميائية ولكن تختلف في طريقة ترتيب وترابط

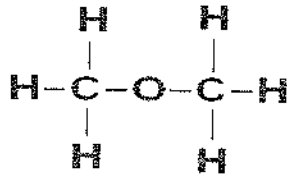
الذرات بالنسبة لبعضها البعض بأنها متماثلة التركيب Structural Isomers

فمثلاً: لو أخذنا الصيغة الكيميائية التالية C_2H_6O فإنها تدل على مركب أو أكثر يحتوي

هذا المركب على ذرتي كربون وست ذرات هيدروجين وذرة واحدة أو كسجين ويمكن ترتيب

هذه الذرات بأكثر من طريقة لينتج أكثر من مركب كما يلي:

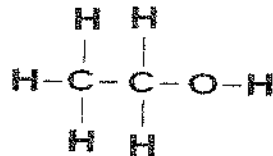
أولاً يمكن ترتيبها بحيث:



تكون ذرة الأوكسجين بين ذرتين الكربون لينتج عن ذلك المركب ثنائي ميثيل الايثر

Dimethyl Ether ويمكن ترتيب الذرات بحيث تكون ذرة الأوكسجين على طرف

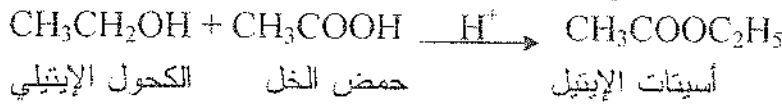
المركب بالنسبة لذرات الكربون كالآتي :



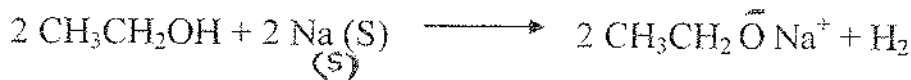
لينتج عن ذلك المركب الكحولي المعروف (الكحول الإيثيلي) Ethyl alcohol وفي كلتا الحالتين فإن كل ذرة قد اكتمل مدارها الأخير بالعدد المناسب من الإلكترونات وبذلك أصبحت مستقرة وكل مركب على حده مستقر تماماً.

ولكن يختلف هذان المركبان اختلافاً شاسعاً في خواصها الفيزيائية والكيميائية، فالكحول مثلاً سائل قطبي Polar solvent على حين الإيثير أقل قطبية منه، وكل منهما له القدرة على إذابة مركبات عضوية بدرجات مختلفة، كذلك فإن درجة غليان الكحول (78° م) على حين درجة غليان ثنائي ميثيل الإيثير (-24° م)

أما من ناحية الخواص الكيميائية فإن الإيثير خامل إلى درجة كبيرة على حين يمكن للكحول أن يتفاعل مع أحماض كربوكسيلية لتكوين الاسترات، أو يمكن أن يتفاعل مع فلز الصوديوم وينطلق غاز الهيدروجين كما يلي :



وأيضاً:



كذلك فإن الصيغة $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ تمثل عدة مركبات متماثلة (Isomers) منها:

الكحول البروبيلي n-Propyl alcohol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{-OH}$

المستقيم ٥٢ 1-propanol

Isopropyl alcohol $\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3\text{-CH-CH}_3 \end{array}$ كذلك:

إيثيل ميثيل الإيثير Ethyl Methyl ether $\text{CH}_3\text{-O-C}_2\text{H}_5$ أو:

ويقسم التماكب بصورة عامة إلى قسمين:

1- التماكب البنائي أو البنوي: Structural isomerism

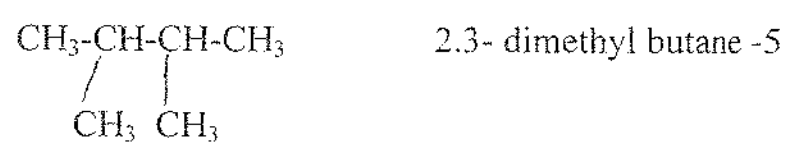
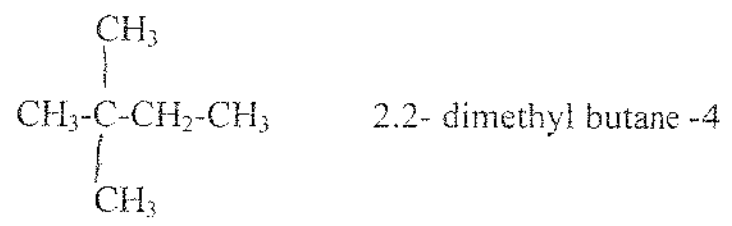
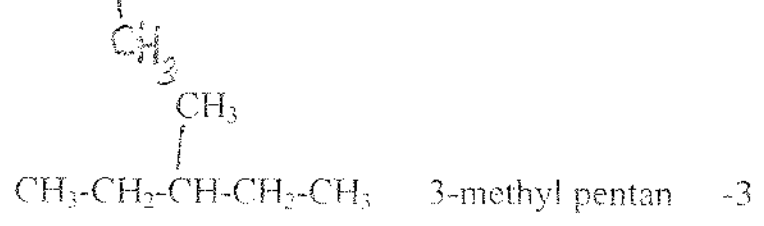
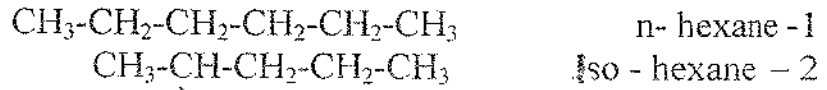
2- التماكب الفراغي: Sterio isomerism

أولاً: التماكب البنوي: Structural isomerism

في هذا النوع من التماكب يكون للمركبات نفس الصيغة الجزيئية، ولكنها تختلف في تركيبها البنائي ويزداد عدد المماكبات البنوية كلما زاد عدد الذرات في الصيغة الجزيئية ويقسم إلى مايلي :

→ Isomerism

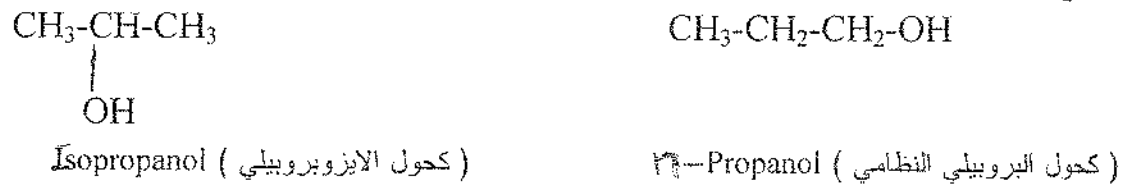
أ - تماكب سلسلي : Chain يحدث هذا النوع من التماكب عندما يوجد للمركبات نفس العدد من ذرات الكربون في السلسلة الكربونية، ولكن لها توزيع مختلف كالتماكب بين الالكانات:



الصيغة الإجمالية: C₆H₁₄

ب - تماكب بنائي موضعي: Position Isomerism:

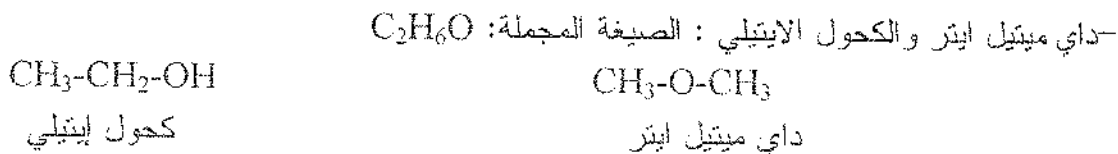
ويشمل المركبات التي لها نفس الوزن الجزيئي ونفس الوظيفة الفعالة، ولكنهما يختلفان بموقع هذه الوظيفة فقط، ونلاحظ ذلك لدى البروبانول والايذوبروبانول :



أي أن هذه المركبات لها نفس الرمز الأولي والوزن الجزيئي والخواص الكيميائية ولكنها تختلف في الخواص الوظيفية.

ج- تماكب وظيفي : functional isomerism

يتضمن المركبات التي لها نفس الصيغة الجزيئية، ولكنها مختلفة في الوظائف الفعالة ومن الأمثلة على ذلك:

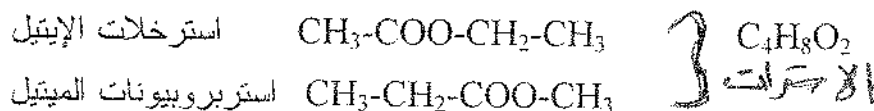
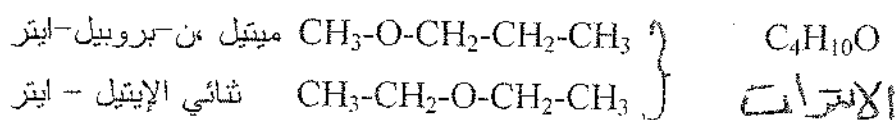
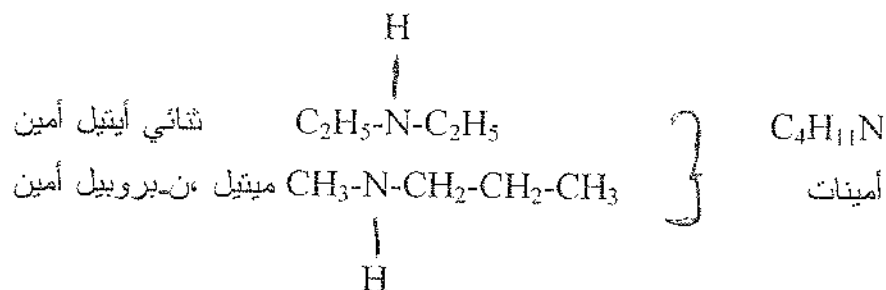


- في الأحماض والاسترات : الصيغة العامة : $C_3H_6O_2$



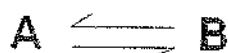
د- الميتاميري : Metamerism

ويوجد في المركبات التي تحتوي على الزمر الوظيفية المتعلقة بالايترات والاسترات والأمينات، وهنا يكمن الخلاف في طبيعة الزمر الإكليلية التي تتصل بالمجموعة الوظيفية النشطة في كل منهم:

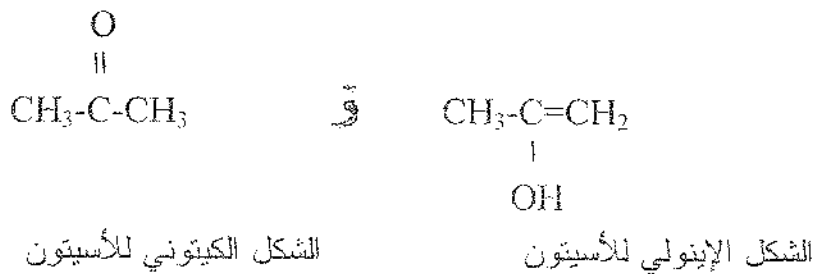


هـ - التوتاميري، أو التماكب الحركي : tautomerism

يقال إنه يوجد توتاميري عندما يحتوي مركب على صيغتين متطورتين مختلفتين توافقان لمعادلتين أو صيغتين بينهما توازن حركي:



ويتم الانتقال من صيغة إلى أخرى عن طريق انتقال ذرة هيدروجين فعالة، والتوتاميري الأكثر شيوعاً هو كيتون - إينول:



مثال آخر:

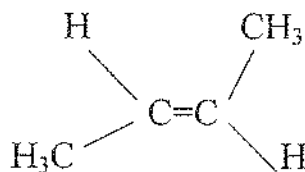
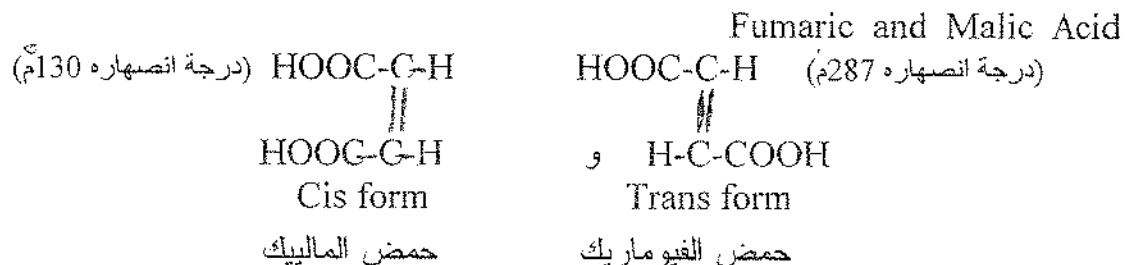


ثانياً - التماكب الفراغي Stereoisomerism

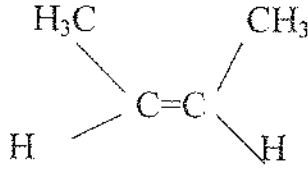
يستخدم الاصطلاح تماكبات فراغية للدلالة على المركبات العضوية التي لها نفس الصيغة المجملة، وترتبط ذراتها مع بعضها البعض بنفس الترتيب. ولا يتميز أحدها عن الآخر إلا بتوزيع هذه الذرات في الفراغ ويقسم التماكب الفراغي إلى قسمين هما:

أ- التماكب الهندسي Geometrical isomerism

يوجد هذا النوع من التماكب في المركبات الحاوية على روابط مضاعفة، إذ يختلف المتماكبان في خواصهما الفيزيائية وبعض خواصها الكيميائية رغم تشابههما في الصيغة البنوية. ومن الأمثلة على التشابه الهندسي تشابه حمض المالبيك وحمض الفيوماريك:



بيوتين -2- ترانس "مفروق" المجموعتان الأثقل في جهتين مختلفتين من محور التناظر



بيوتين -2- سيس "مقرون" المجموعتان الأثقل في جهة واحدة من محور التناظر.

ب- التماكب الضوئي optical isomerism :

لقد ثبت أن المركبات العضوية الحاوية على ذرة كربون غير متماثلة (كربوهيدرات، بروتينات) (ذرة كربون يتصل بها أربعة جذور أو ذرات مختلفة ويرمز لها بـ C) تكون ذات نشاط ضوئي، أي أنه عندما تمرر حزمة أشعة من الضوء المستقطب عبر محلول منها فإنها تحرف مستوى الضوء، فهي ذات فعالية ضوئية optical activity . إن للضوء العادي تموجات تتوزع بكافة الاتجاهات وبشكل عمودي على اتجاه انتشار الضوء.

وعندما تمر حزمة الضوء العادي على مادة معينة كالكالكسيت مثلاً (CaCO₃) فإنها تمتص كافة مركبات الضوء ماعداً مركب واحد، إذ إن موجاته تتحرك في مستوى واحد، يسمى هذا الضوء الناتج بالضوء المستقطب.

إن المركبات النشطة ضوئياً تستطيع حرف اتجاه الضوء المستقطب إما إلى اليمين مع حركة عقارب الساعة ويسمى Dextrorotatory ويعبر عنه عادة بإشارة (D) أو إلى اليسار أو عكس عقارب الساعة ويسمى المركب levorotatory ويرمز له بإشارة (L). إن درجة حرف مستوى الضوء المستقطب بواسطة مادة نشطة ضوئياً لا يعتمد فقط على تركيب هذه المادة، إنما على طول الأنبوب التي توضع فيه المادة وعلى درجة تركيزها ودرجة حرارة السائل وطول موجة الضوء المستعمل.

تجرى عادة عملية قياس النشاط الضوئي للمواد النشطة ضوئياً ضمن نفس الشروط من الحرارة والتركيز بواسطة جهاز Polarimeter وتسمى الزاوية الحادثة بين مستوى الضوء المستقطب بعد مروره خلال المركب النشط ضوئياً بزاوية الدوران النوعي (α) وتعطى بالعلاقة التالية:

$$[\alpha]_{\lambda^t} = \frac{a}{L \cdot C}$$

إذ $[\alpha]_{\lambda^t}$: زاوية الدوران النوعي.

a : الدوران المقاس بالدرجات

L : طول الأنبوب بالديسيمتر (طول الطريق الذي يجتازه الضوء في العينة)

C: تركيز المادة بالغرام / مل

t : درجة الحرارة وهي عادة 25 م

λ : طول الموجة، إذ نستخدم عادة ضوء الصوديوم الأصفر $\lambda = 5893 \text{ \AA}$

هذا وتتوقف درجة دوران مادة ما للضوء المستقطب على عدة عوامل هي:

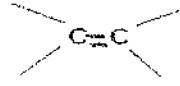
- 1- سمك الطبقة التي يمر خلالها الضوء المستقطب، أي طول أنبوبة البولاريزومتر
- 2- طبيعة المذيب المستعمل (في حالة المحاليل)
- 3- درجة الحرارة .
- 4- طول الموجة الضوئية المستعملة .
- 5- نوع المادة العضوية .
- 6- تركيز المادة العضوية في المذيب.

المجموعات الوظيفية :

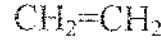
الكينات (داخلية أو طرفية)



بروبلين



1- الرابطة المزدوجة:

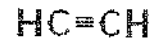


إيثلين

هكسين حلقي (توجد الرابطة الثانية في مركب حلقي)

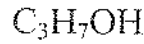


2- الرابطة الثلاثية: $-\text{C}\equiv\text{C}-$ الكينات (داخلية أو طرفية)

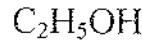


استيلين

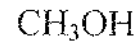
3- مجموعة هيدروكسيل: $-\text{OH}$ الكحولات



كحول بروبيلي (إيزوبروبيلي)



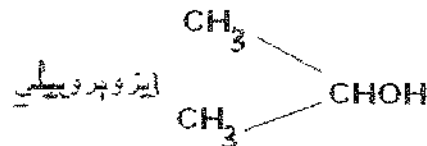
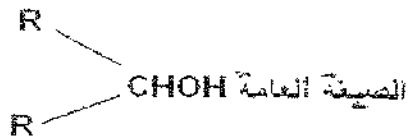
كحول إيثيلي (إيثانول)



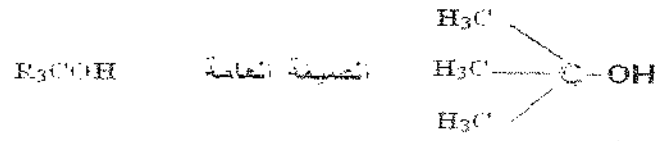
كحول ميثيلي (ميثانول)

أ- كحولات أولية: وفيها تتصل مجموعة الهيدروكسيل $-\text{OH}$ بذرة كربون متصلة بذرة كربون واحدة: $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ كحول بروبيلي عادي. الصيغة العامة: (RCH_2OH) .

ب- كحولات ثانوية: وفيها تتصل مجموعة الهيدروكسيل بذرة كربون متصلة مع ذرتي كربون أخريين مثل:

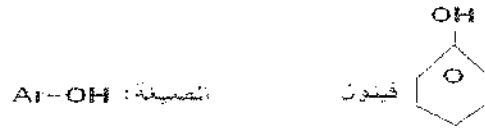


ج - كحولات ثالثة: وفيها تتصل مجموعة الهيدروكسيل بذرة كربون متصلة مع ثلاث ذرات كربون أخرى:



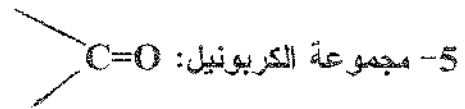
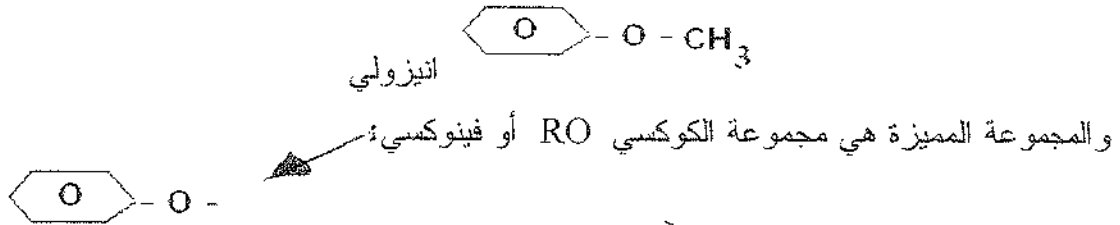
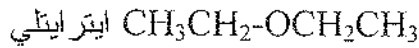
كحول ثالثي بيوتيلي:

أما إذا اتصلت مجموعة الهيدروكسيل بحلقة بنزوي أو هيكل أروماتي مباشرة سميت فينولات، مثل:

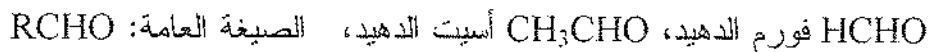
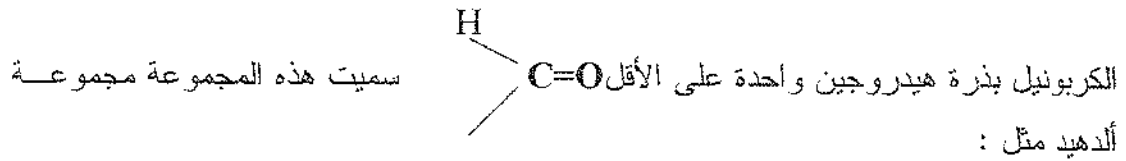


لاحظ المركب $\text{C}_6\text{H}_5-CH_2-OH$ هو كحول أولي لأن مجموعة الهيدروكسيل لا ترتبط بشكل مباشر بالهيكل الأروماتي ويسمى: كحول بنزيلي.

4- الأثيرات: إذا تم استبدال ذرتي هيدروجين في جزيء الماء بمجموعات عضوية سميت المركبات الناتجة أثيرات مثل:

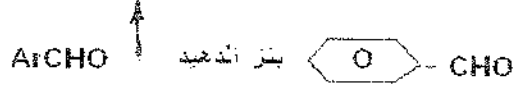


وفيها ترتبط ذرة الأكسجين بالكربون برابطة مزدوجة. وإذا اتصلت ذرة كربون بمجموعة



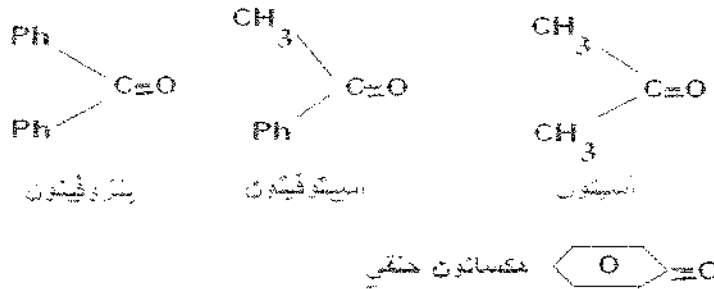
ويمكن أن ترتبط بهيكل أروماتي مثل:

الصيغة العامة

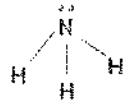


أما إذا ارتبطت ذرة كربون الكربونيل بذرتي أخريين تسمى المركبات الناتجة كيتونات،

مثل:



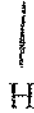
6- مجموعة أمينو: -NH₂



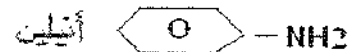
ويمكن النظر إلى أن هذه المركبات مشتقة من غاز الأمونيا:

فإذا استبدلت ذرة هيدروجين واحدة سميت أمينات أولية: CH₃NH₂

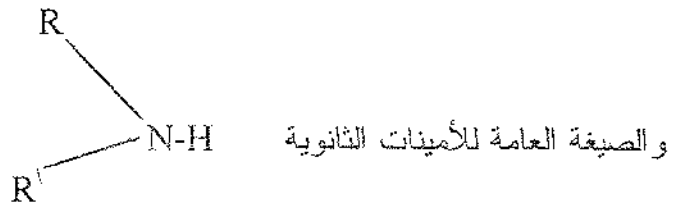
وإذا استبدلت ذرتي هيدروجين سميت أمينات ثانوية: CH₃N-CH₃



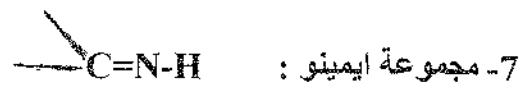
وإذا استبدلت 3 ذرات هيدروجين سميت أمينات ثالثة: R₃N



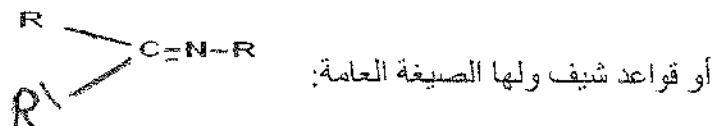
والصيغة العامة للأمينات الأولية: R-NH₂ أو Ar-NH₂



والصيغة العامة للأمينات الثالثة: R₃N



وتسمى المركبات التي ترتبط فيه ذرة النتروجين مع الكربون برابطة مزدوجة إيمينات



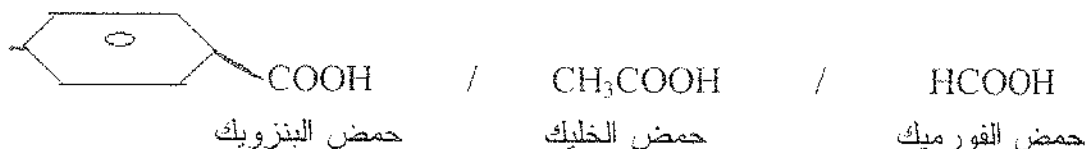
8- مجموعة سيانو أو نيتريلو : $-C \equiv N$

والمركبات التي تحوي هذه المجموعة تعرف باسم نيتريلات ولها الصيغة العامة



9- مجموعة كربوكسيل : $-C(=O)-OH$

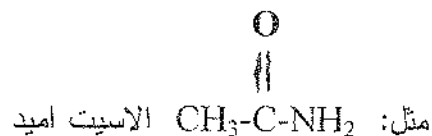
وتسمى المركبات التي تحتويها بالأحماض الكربوكسيلية مثل:



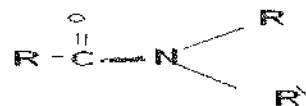
والصيغة العامة لها: $R-COOH$

وهناك مجموعة من المركبات مشتقة من الأحماض الكربوكسيلية أهمها:

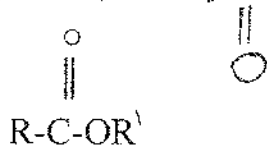
أ - الاميدات:



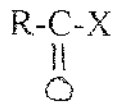
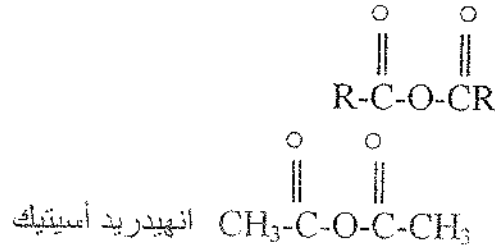
والمجموعة المميزة هي $-\text{C}(=\text{O})\text{-N}$ وتسمى مجموعة أمينو والصيغة العامة هي:



ب - الاسترات : مثل : $\text{CH}_3\text{-C}(=\text{O})\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ اسيتات الاثيل وصيغتها العامة هي:



ج - أنهيدريدات : وصيغتها العامة :

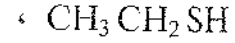
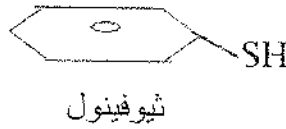


د - هاليدات أحماض "هاليدات أسيل" وصيغتها العامة :

إذ: $\text{X}=\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$

10- مجموعة السلفهايدريل (-SH)

هي المركبات المشتقة من كبريتيد الهيدروجين H_2S والمركبات التي تحتوي على هذه المجموعة تسمى ثيولات أو مركبات:



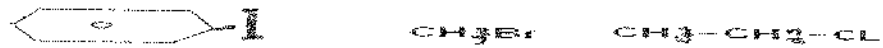
إيثان ثيول (إيثيل مركبتان)

والصيغة العامة لها: $\text{R}-\text{SH}$ أو $\text{Ar}-\text{SH}$

أما إذا ارتبطت ذرة الكبريت بمجموعتين عضويتين فالمركبات الناتجة تسمى ثيواترات :
أو كبريتيدات $\text{R}-\text{S}-\text{R}'$

11- مجموعة هالو (X) :

إذ X ترمز الهالوجينات (فلور - كلور - بروم - يود) وتسمى المركبات المحتوية على ذرة هالوجين هاليدات الكيل $\text{R}-\text{X}$ أو هاليدات أريل $\text{Ar}-\text{X}$ مثل



وتصنف هاليدات الألكيل كما في الكحولات إلى: أولية، ثانوية، ثالثية.

12- مجموعة نيترو: $-\text{NO}_2$

وتعرف المركبات التي تحوي هذه المجموعة بمركبات نيترو مثل:



نيتروبنزين

نيتروميثان