الباب الأول :

مبـــادئ عـــامـــة

الكيمياء العضوية

خصوصية ذرة الكربـون

أنـــواع الروابـــط

الصيـــغ التركيبيـــة

التشابـه الأيزوميـري

الروابـط المتعددة بين الذرات

هندســة روابـــط الكربـــون

تمثيـل الصيـغ العضويـة

تفسير تفكك الرابطة التساهمية

تقسيـم الكيميـاء العضويـة

الأسئلـــة

الباب الأول :

مبادئ عامة

الكيمياء العضوية :

نعرف الكيمياء العضوية بأنها كيمياء المواد التي تحتوي على عنصر الكربون، ولو أن المصطلح عضوي استخدم أساسًا للتعبير عن المركبات ذات أصل نباتي أو حيواني وكذلك العديد من المواد المحضرة مختبريًا.

خصوصية ذرة الكربون :

إن موقع عنصر الكربون في الجدول الدوري قد يلقي بعضًا من الضوء على الأسباب التي تجعله مهمًا بصورة خاصة . ففي المجموعة الرابعة من الدور الثاني وعند العدد الذري ستة، يحتوي الكربون على ستة من الالكترونات، اثنان يشكلان المدار الكامل الأول، تاركًا أربعة الكترونات في المدارات المكافئة الباقية.

وحيث أننا نأخذ بنظر الاعتبار الالكترونات المكافئة عند دراسة تكوين المركبات من العناصر، فقد يستفاد من التعبير عن ذرة الكربون كما يلي :

$$\cdot\dot{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\mathrm{C}}}}\cdot$$

الحرف C يعبر عن النواة والمدار الأول الذي حولها، أما النقاط فإنها تمثل الالكترونات المكافئة، وحيث أن مدار التكافؤ للكربون يحتاج إلى مجموعة ثمانية الكترونات لكي يصل إلى حالة الاستقرار وهو تركيب الغاز الثاني للنيون، لذلك نتوقع أن الكربون رباعي التكافؤ.

وبسبب موقع الكربون في منتصف الجدول الدوري فإنه لا يعتبر ساحب للالكترونات ولا دافع للالكترونات . وفي الحقيقة فإن الكربون يكون روابط مع العناصر الأخرى بواسطة مشاركة زوج من الالكترونات وليس بواسطة التحصيل أو الفقدان الكامل للالكترونات.

وإن أهم الخواص المدهشة لذرة الكربون هي قدرة هذه الذرات على المشاركة مع ذرات من نفس نوعها لتكوين سلاسل طويلة . ولهذا السبب فإن الكربون يستطيع أن يكون أعدادًا كبيرة من المركبات.

أنـــواع الروابـــط :

إن الطريقة التي ترتبط بها الذرات لكي تكون المركبات لها تأثير في الخواص الكيميائيـة والفيزيائية لتلك المركبات وبصورة عامة هناك نوعان مهمان من الروابط الكيميائية.

النوع الأول وهو الروابط الأيونية وهي عادة تتكون بين عناصر تختلف اختلافًا كبيرًا في السالبية الكهربائية وتتضمن انتقال الكترون واحد من ذرة العنصر الأول إلى ذرة العنصر الثاني .

مثل ما يلي :

$$Na\bullet + \bullet \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^+ + :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:^-$$

وفي الحالة البلورية لكلوريد الصوديوم تكون أيونات الـصوديوم والكلوريـد متماسـكة بواسطة تجاذب ستاتيكي كهربي بين أيون الصوديوم الموجب وأيون الكلوريد السالب .

والنوع الثاني وهو الروابط التساهمية وهي أكثر أهمية بالنسبة للكيمياء العـضوية وهـذه الروابط تتكن من المشاركة المتبادلة لزوج من الالكترونات بين الذرات، وكمثال بـسيط عـلى هذا النوع من الروابط هو تكوين جزئ الهيدروجين من ذرتي هيدروجين .

$$H\bullet + H\bullet \longrightarrow H:H$$

وكما نرى فإن كل ذرة هيدروجين تحتوي على الكترون واحد في المدار الذري الدائري **Is** .

وعندما تتحد ذرتان، فإن الالكترونين (كل الكترون من ذرة) يشغلان مدارًا يسمى بالمدار الجزيئي والذي يحيط بكلا النواتين .

إن المدار الجزيئي يمكن اعتباره يتكون من تلاحم المدارين الذريين. وبصورة عامة فكلما كان التلاحم أكثر فإن الرابطة المتكونة تكون أكثر قوة.

وتنطق الحرارة عند إتحاد ذرتي هيدروجين لتكوين جزئ الهيدروجين، وبالعكس فإن انكسار جزئ الهيدروجين إلى ذرتين يلزمه قدر من الطاقة ومن هذا يتضح أن الجزئ يكون أكثر استقرارًا من الذرات المنفصلة .

والسبب الرئيسي لهذا، هو أن في الجزئ كل الكترون سوف يكون تحت جذب نواتين موجبتين وهذا أفضل من واحدة. ولكن هناك قوة تنافر مقابلة بين النواتين متشابهة الشحنة وأيضًا بين الالكترونين متشابهي الشحنة .

وعلى هذا سوف تنشأ حالة من الاتزان بين هاتين القوتين المتعاكستين، والنواتان سوف لا تلتحمان ولا تبتعدان كثيرًا ولكنهما سوف تبقيان مرتبطين عند مسافة متزنة تسمي طول الرابطة .

وبينما تتكون الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم بين ذرتين مختلفتين كثيرًا في السالبية الكهربائية، نجد أن الرابطة التساهمية في جزئ الهيدروجين تحدث بين ذرتين متشابهتين في السالبية الكهربائية .

وبين هذين النوعين المتطرفين توجد مركبات كثيرة تنشأ فيها الروابط من خلال مساهمة غير متساوية لزوج من الالكترونات بين ذرات متوسطة الاختلاف في السالبية الكهربائية وهذا النوع من الروابط يسمى بالروابط المستقطبة.

فنجد في جزئ كلوريد الهيدروجين أن ذرة الهيدروجين وذرة الكلور مرتبطتان فيما بينهما برابطة تساهمية إلا أن ذرة الكلور أكثر سالبية من ذرة الهيدروجين. فإن تساهم زوج الإلكترونات وهو المكون للرابطة التساهمية لا يكون متساويًا.

ولكن زوج الالكترونات سوف يقترب قليلاً من ذرة الكلور الحاوية على نواة تحمل شحنة موجبة كبيرة. ومن هذا فإن الكلور يكون سالبًا بالنسبة إلى الهيدروجين وذلك في جزء كلوريد الهيدروجين.

وفي بعض الأحيان يعبر عن هذا النوع من الروابط بواسطة سهم . رأس هذا السهم هو السالب والذيل يوضح بالإشارة الموجبة، كما يمكن التعبير عنها بوضع علامة شحنة جزئية ($+\delta$ أو $-\delta$) وتقرأ على شكل (دلتا موجب أو دلتا سالب).

ولتحديد الطرف الموجب والطرف السالب لرباط تساهمي قطبي فإنه يمكن الاستعانة بالجدول الدوري كما يلي :

الترتيب الدوري لعناصر الدورات الثلاث الأولى

دورة	مجموعة							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	O
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	A

وكلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين في دورة معينة (عبر الجدول) ، فإن سالبية العنصر سوف تزداد وذلك لازدياد العدد الذري أو الشحنة النووية، وكلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل في مجموعة معينة فإن العنصر يصبح أقل سالبية وذلك لأن الالكترونات التكافؤ تكون محجوبة عن النواة لازدياد المدارات الداخلية والحاوية على الالكترونات.

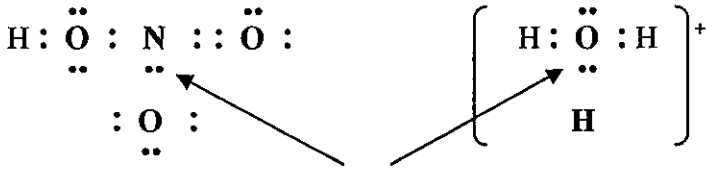
ومن هذه الإيضاحات يمكن لنا أن تعتبر أن الذرات الموجودة في الجهة اليمنى في الروابط التالية تكون أكثر سالبية من الذرات الموجودة في الجهة اليسرى:

C – Cl C – Br
H – O C – N
C – O S – O

كما أن رابطة الكربون – هيدروجين المنتشرة في المركبات العضوية تحتاج إلى ذكر خاص فكلا من العنصرين له نفس السالبية الكهربائية تقريبًا لاحظ أن ذرات كلا من هذين العنصرين يحتاجان إلى ضعف أعداد الالكترونات التي يحتويها لكي يكملا مداراتهما الخارجية .

ولهذا فإن رابطة الكربون – الهيدروجين غالبًا ما تكون رابطة تساهمية نقية وفي بعض الجزئيات تكون لإحدى الذرتين المرتبطتين تساهميًا القدرة على تجهيز الالكترونين المكونين للرابطة، ويعرف هذا النوع من الروابط بالروابط التناسقية.

وأمثلة لهذا النوع من الروابط موجودة في جزئ حمض النتريك وكذلك في أيون أوكزونيوم كما هو موضح في هذا الشكل :



إن قطبية الرابطة الناتجة يمكن إيجادها بنفس المبادئ السابقة بالنسبة إلى جميع الروابط التساهمية. وفي كلا المثالين فإن ذرة الأكسجين لكونها أكثر سالبية من كلا ذرتي النتروجين والهيدروجين، فإنها تكون الطرف السالب في الرابطة التساهمية القطبية .

ويمكن استنباط الخواص الكيميائية للمركبات العضوية إذا عرف اتجاه الاستقطاب في الروابط التساهمية وكمثال على ذلك، يمكن التوقع، في حالة ارتباط الهيدروجين إلى الأكسجين في المركبات العضوية، بأن هذه المركبات أكثر حمضية من تلك التي تحتوي على روابط بين الكربون والهيدروجين فقط، وذلك لأن الأكسجين أكثر سالبية من الكربون .

الصيـغ التركيبيـة :

بالرغم من أن المركبات العضوية بصورة عامة تحتوي عـلى عنـاصر قليلـة إلا أنهـا ربـما تحتوي على العديد من هذه الذرات في الجزئ الواحد. ولهذا السبب فإن الصيغة الجزيئية قليلة الاستعمال في الكيمياء العضوية.

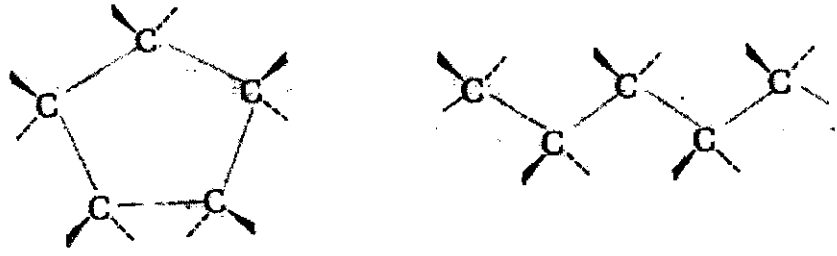
وكمثال على ذلك هناك 35 مركبًا عضويًا معروفًا له نفس الصيغة الجزيئية C_9H_{20}. كـل واحد من هذه المركبات له خواصه المميزة كدرجات التجمد والغليان بالإضافة إلى خـواص أخرى تميز هذا المركب عن المركبات الأخرى ولو أن الصيغة الجزيئية متماثلة .

ونجد أن التوضيح المحتمل لهذا الاختلاف يمكـن أن يكـون كـما يـلي: ولـو أن أعـداد وأنواع الذرات متشابهة إلى أن ترتيب الذرات في الجزئ لابـد أن يكـون مختلفًـا. ويمكننـا أن نوضح هذا الاختلاف في الترتيب باستخدام الصيغ التركيبية .

وعند كتابة الصيغ الكيميائية غالبًا ما يستخدم فاصلة (خط) لتوضـيح زوج الالكترونـات المساهم في تكوين الرابطة التساهمية بين ذرتين (رابطة كيميائية) ولهذا فإن جـزئ المـاء مـثلاً يمكن أن يوضح على الشكل التالي:

كما أن تكافؤ العنصر يمكن الاستدلال عليه من أعداد الروابط المتصلة بذلك العنصر، ففـي صيغة الماء نجد أن كل ذرة هيدروجين متصلة برابطة واحدة أما الأكسجين فإنها متصلة بأثنين .

وكما علمنا، فإن الكربون أكثر من غيره من العناصر له القابلية للاتحاد أو تكوين روابط مع نفسه وهذه الروابط يمكن أن تساهم في تكوين سلسلة مـستمرة مـن ذرات الكربـون أو سلاسل متفرعة أو حلقات كما يلي :

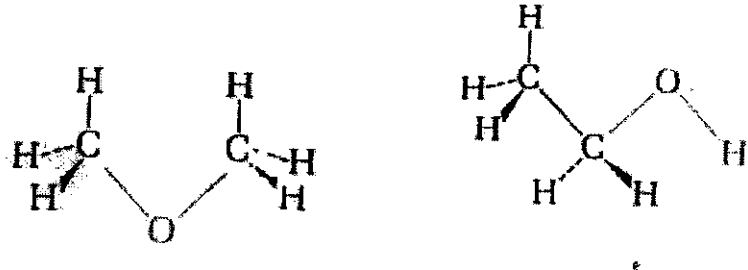


لاحظ في كل صيغة هيكلية، أن ذرة الكربون لها أربعة روابط . وهذه الصيغ البنائية تعطي معلومات عن أنواع الروابط الموجودة وعن شكل الجزئ أكثر مما تعطيه الصيغ الجزيئية ولهذا السبب الموضح سابقًا يتسنى لنا أن نقدر وجود أكثر من مركب واحد له نفس الصيغة الجزيئية.

التشابه الأيزوميري :

إن وجود العديد من المركبات المختلفة والتي لها نفس الصيغ الجزيئية يسمى بالتشابه الأيزوميري وتعرف المركبات التي لها نفس الصيغ البنائية بالأيزوميرات البنائية أو الأيزوميرات التركيبية.

ولنأخذ بنظر الاعتبار الصيغة الجزيئية C_2H_6O فلو رتبنا هذه الذرات حسب القواعد العادية للتكافؤ والتي توضح بأن ذرة الكربون يمكن أن ترتبط بأربع ذرات، أكسجين بذرتين والهيدروجين بذرة واحدة، لوجدنا أن هناك طريقتين فقط يمكن لهذه الذرات أن تترتب.



ب أ

ولقد وجد فعلاً بأن هناك مركبين فقط لهما نفس التركيب C_2H_6O . أحدهما هو الكحول الأثيلي (أ) ، وهو سائل عند درجات الحرارة الاعتيادية، أما الآخر فهو أثير ثنائي

مثيل (ب) وهو غاز . وبسبب الاختلاف في ترتيب الذرات ضمن الجزئ فإن هذين المركبين يختلفان في خواصهما الفزيائية والكيميائية.

الروابط المتعددة بين الذرات :

إن الذرات يمكن لها أن تساهم بأكثر من الكترونين فيما بينها، فإذا ساهم بزوجين من الالكترونات فإن الرابطة تسمى رابطة مزدوجة وإذا ساهما بثلاثة فتسمى رابطة ثلاثية والرابطة بين الكربون والأكسجين في ثاني أكسيد الكربون هي رابطة مزدوجة.

$$:\ddot{O}=O=\ddot{O}: \qquad \text{أو} \qquad :\ddot{O}::C::\ddot{O}:$$

وفي هذا الجزئ يوجد ستة عشر الكترونًا أي أربعة من ذرة كربون وستة الكترونات من كل أكسجين نجد أن ثمانية من هذه الالكترونات موجودة على شكل أزواج غير مساهمة على ذرات الأكسجين.

أما الثمانية الباقية فقد ساهمت في تكوين الرابطتين المزدوجتين بين ذرة الكربون وذرتي الأكسجين. وهذا يعني أن كل نواة محاطة بثمانية الكترونات. ولو حسبنا عدد الروابط لوجدنا أن الكربون مرتبط بأربعة روابط وهذا يعني أن تكافأه رباعي، ولو أنه متصل بذرتين فقط حيث الأكسجين تكافأه العادي اثنان.

وهذا يعني أن الروابط المتعددة بين ذرات الكربون مشهورة ومعروفة وكمثال على ذلك الصيغ الهيكلية التي توضح أربعة روابط حول كل ذرة كربون نجد أن :

$$-C\equiv C- \qquad \text{و} \qquad \diagdown\!\diagup C=C \diagdown\!\diagup$$

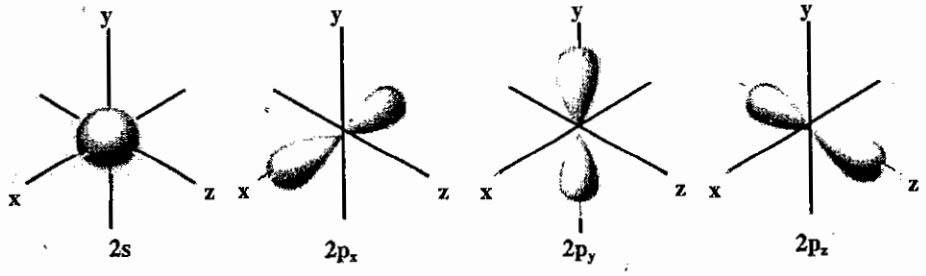
وعندما ترتبط ذرتان بأكثر من زوج واحد من الالكترونات فإن نوايتهما ستقتربان أكثر مما لو ارتبطتا بزوج واحد فقط، والمسافة الموجودة بين النواتين (طول الرابطة) تكون أقصر.

هندسة روابط الكربون :

تبين لنا أن الكربون يمكن له أن يرتبط بأربع ذرات أو ثلاث ذرات أو بذرتين ويعتمد بذلك على نوعية الروابط فإما أحادية أو متعددة. والترتيب الهندسي يعتمد على عدد الذرات المتصلة بذرة الكربون وبالتالي تحدده المدارات المستعملة في الارتباط .

حيث أن الالكترونات التكافؤ الأربعة لذرة الكربون غير المرتبطة، ولو أنها موجودة في مدار مكافئ واحد لكنها لا تملك نفس الطاقة. فيمكن للالكترون أن يكون في المدار (s) هو كروي التماثل حول النواة .

أو يمكن أن يكون في أحد مدارات (p) الثلاثة وهي عمودية بالنسبة لبعضها كما موضح في الشكل التالي والالكترون الموجود في المدار (s) له طاقة أقل من الالكترون الواقع في مدار (p) (وذلك لأنه أقرب إلى النواة، فسيكون أكثر استقرارًا).

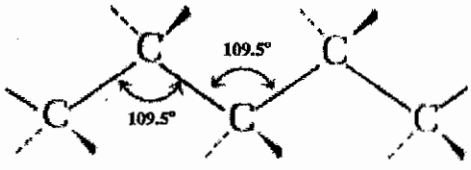


ولقد وجد العلماء أنه عندما يتصل الكربون بأربع ذرات أخرى، فإن هذه الذرات لابد لها أن تقع في أركان هرم رباعي بحيث تقع ذرة الكربون في مركز الهرم الرباعي.

وعندما يرتبط الكربون بأربع ذرات بواسطة أربع أزواج من الالكترونات أي واحد من كل زوج من هذه الالكترونات يساهم به الكربون، نجد أن أحسن ارتباط فردية يكون الجزئ أكثر ثباتًا واستقرارًا، سينتج عندما تكون الالكترونات الأربعة لذرة الكربون لها مدارات متشابهة الأشكال والتي هي ناتجة من تهجين واحد من مدار s وثلاثة من مدارات p.

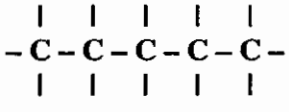
تمثيل الصيغ العضوية :

نجد أن التمثيل الحقيقي للجزيئات يحتاج إلى شكل ذي أبعاد ثلاثة، ولكن ترتيب هذه الجزيئات يمكن في أكثر الحالات أن يوضح باستخدام شكل ثنائي الأبعاد، وكمثال فإن سلسلة مكونة من خمس ذرات يمكن تمثيلها كما يلي :

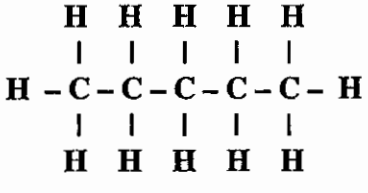


بحيث أن الروابط التي تربط ذرات الكربون هي في نفس مستوى الورقة، الخطوط المتقطعة تمثل الروابط التي هي خلف مستوى الورقة، أما الخطوط العريضة السوداء فتمثل الروابط التي أمام مستوى الورقة باتجاه القارئ.

إن هذا التمثيل يكون مفيدًا في بعض من الحالات، ولكن في الاستعمالات الاعتيادية فإن مثل هذه الصيغة يمكن أن تكتب على الشكل التالي :



فإذا كان الجزء هو C_5H_{12} فيمكن أن يمثل كما يلي :



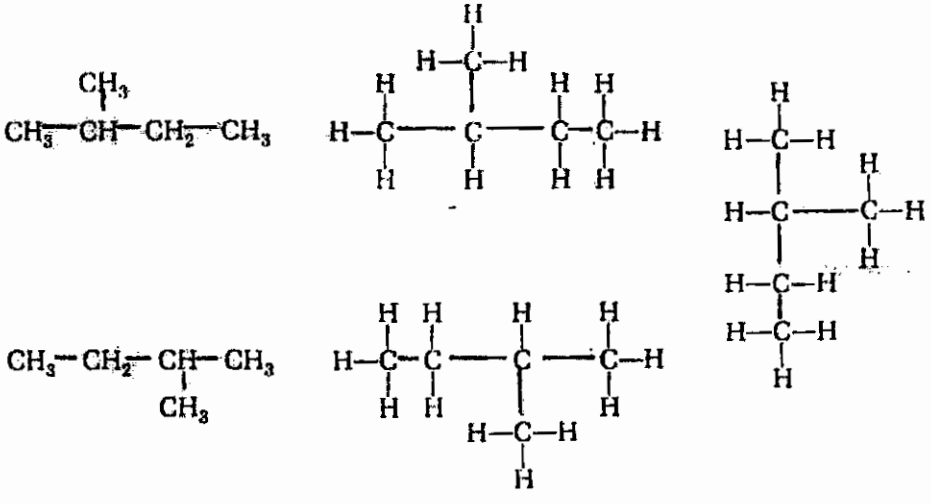
ويمكن اختصاره أكثر إلى :

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

أو حتى إلى : $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$

أو : $CH_3(CH_2)_3CH_3$

أما الجزئ المتشابه أيزوميريًا مع هذا المركب فيمكن أن يمثل بالطرق التالية :



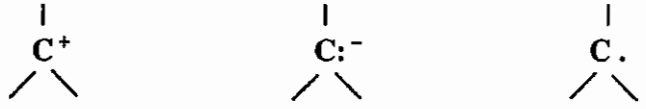
وسوف يمكن أن نميز بأن جميع التراكيب المذكورة عالية هي متساوية وتمثل مركبًا كيميائيًا واحدًا، ولكن أيًا من هذه التراكيب يختلف عن مشابهه الأيزوميري والذي يحتوي على خمس ذرات من الكربون في سلسلة مستقيمة.

$$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$$

وعلى أي حال أيًا كانت طريقة عرض الذرات في الصيغ، فإن المركب سوف يكون هو نفسه ما دامت الذرات متصلة بنفس الترتيب.

تفسير تفكك الرابطة التساهمية :

في التفكك الذي يحدث في التفاعلات العضوية هناك احتمال لأي من هذه الأنواع أن يحدث، ولو أخذنا ذرة كربون متصلة بثلاثة مجاميع، فإن الشظايا الثلاث المتوقعة هي أيون كربونيوم وكربانيون وشق حر.



شق حر أيون كازبنيون أيون كربونيوم

إن جميع هذه الأصناف تكون نشطة وعادة ما تتكون على شكل مركبات وسطية خلال التفاعل، وليس كمركبات نهائية، إن الشق الحر يحتاج إلى الكترون واحد بينما أيون كربونيوم فإنه يحتاج إلى الكترونين ليكملا مداراتهما بثمانية الكترونات حول نواة الكربون .

ولهذا فإنهما يعتبران الكتروفيلا ويتفاعل الالكتروفيل مع المواد التي يمكن لها أن تزوده بالالكترونات. ومن ناحية أخرى الكربانيون يعتبر نيكلوفيلا وهو غني بالالكترونات لذلك فإنه يتفاعل مع المواد التي تحتاج إلى الالكترونات. وبصورة خاصة المواد التي تحمل شحنات موجبة.

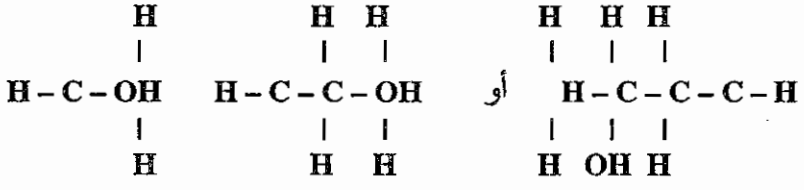
وهناك أمثلة معروفة لثبات أيون الكربونيوم والكربانيون والشق الحر، ولكي تكون ثابتة فإنه لابد من وجود مجاميع متصلة بذرة الكربون المركزية، وهذه المجاميع تمتاز بقابليتها على تثبيت الشحنة أو الالكترون المنفرد، أو أن يتم التفاعل في مذيب بحيث لا يتفاعل مع الأيونات أو الشقوق الحرة المتكونة .

تقسيم الكيمياء العضوية :

يعتمد التقسيم على الأجزاء النشطة أو المجاميع الفعالة في الجزيئات. وللتوضيح فإن مثل هذا التعميم موجود في الكيمياء غير العضوية . فمثلاً يتفاعل أيون الكلوريد في المحاليل المائية مع أيون الفضة ويتكون راسب أبيض من كلوريد الفضة وهذا التفاعل مميز لأيونات الكلوريد ولذا نستطيع معرفة كيمياء أي مادة تحتوي على أيونات الكلوريد .

وبالرغم من أننا قد نجري التجربة مختبريًا باستخدام كلوريد صوديوم إلا أنه يمكن استنتاج أن كلاً من كلوريد بوتاسيوم، كلوريد النحاسيك، كلوريد مغنسيوم .. الخ سوف تعطي كلوريد فضة عندما تعامل هذه الأملاح بمحلول مائي لنترات الفضة.

وفي الكيمياء العضوية أيضًا، فإن وجود مجموعة فعالة معينة في جزئ ما تضفي عليه بعض الخواص المميزة. فلو أخذنا مركبًا عضويًا يحتوي على مجموعة هيدروكسيل (-OH) فإن هذا المركب سوف يعطي الخواص المميزة لهذه المجموعة الفعالة حتى ولو كان المركب أيًا من المركبات التالية :



كما أن دراستنا للكيمياء العضوية ستبدأ بالمركبات التي تحتوي على الكربون والهيدروجين فقط وبعد ذلك نبدأ بدراسة المركبات الحاوية على مجموعة فعالة واحدة تحتوي على الأكسجين أو النتروجين أو أي عنصر آخر، يليها دراسة المركبات الحاوية على أكثر من مجموعة فعالة وكذلك دراسة فعاليتها.

إن هذه الدراسة الأساسية سوف تمكننا من فحص بعض المركبات المعقدة والمزدحمة وكذلك المركبات التي لها استعمالات كالأصباغ ، العقاقير والمركبات التي لها أهمية بيولوجية بالإضافة إلى مركبات البلاستيك.

الأسئلـــة

1- عند معاملة محلول ملح في الماء (كلوريد الصوديوم) بمحلول نترات الفضة يتكون راسب أبيض في الحال . بينما عند رج رابع كلوريد الكربون مع محلول نترات الفضة في الماء فإنه لا يتكون مثل هذا الراسب . اشرح هذه الحقائق في ضوء أنواع الروابط الموجودة في مركبي الكلوريد .

2- مستخدمًا الموقع في الجدول الدوري للعناصر كمعيار للسالبية الكهربائية قسم المواد التالية إلى أيونية أو تساهمية :

(أ) NaF (ج) $MgCl_2$ (هـ) S_2Cl_2

(ب) F_2 (د) P_2S_5 (و) $LiCl$

3- ارسم الصيغ التركيبية لكل من الجزيئات التساهمية التالية، مع توضيح أي من الروابط تكون قطبية باستخدام السهم (⟶+) فوق كل رابطة مع ملاحظة أن رأس السهم يمثل الطرف السالب.

4- باستخدام النقاط لتمثيل الالكترونات التكافؤية متذكرًا أن كل عنصر له عدد من الالكترونات التكافؤية خاص بالمجموعة التي يظهر فيها، ارسم الصيغ الالكترونية لكل من المواد التالية :

(أ) CH_3Cl (هـ) CO_3^{-2} (ح) Cl_2

(ب) C_3H_8 (و) NO_3^{-1} (ط) C_2H_5OH

(ج) C_2H_5F (ز) CH_3NH_2 (ى) CH_3^+

(د) HCN

5- عرف ما يأتي مع ذكر أمثلة :

(أ) المدار (د) زوج من الالكترونات غير المشاركة

(ب) رابطة تساهمية غير قطبية (هـ) رابطة متعددة

(ج) رابطة تساهمية قطبية (و) رابطة سيجما

6- توجد الالكترونات التكافؤية الستة لذرة الأكسجين في المدارات الآتية :

اثنان في **2s** ، اثنان في $2p_x$ وواحد في كل من $2p_y$ ، $2p_z$. ذرات الهيدروجين لها الكترون واحد في مدار **1s** ، ارسم المدارات التي توضح اتحاد ذرة أكسجين وذرتين هيدروجين لتكوين جزئ ماء . ما هي قيمة الزاوية **H-O-H** المتوقعة من هذا النموذج . القيمة الملحوظة لهذه الزاوية هي 105° – علل الفرق بين الزوايا المتوقعة والملحوظة .

7- ارسم تراكيب كل مما يأتي باستخدام المدارات الذرية المهجنة بالطريقة المناسبة عند الضرورة بين الشكل الهندسي المتوقع لكل جزئ .

(أ) **HF** (ج) NH_3 (هـ) BF_3

(ب) H_2O_2 (د) NH_4

8- في أيون ميثيل CH^+_3 تتصل بذرة الكربون بثلاث ذرات أخرى فقط. ما هو الشكل الهندسي الذي تتوقعه لها ؟ مع الأخذ في الاعتبار الفكرة القائلة أنه يجب أن يكون هناك أقصى انفصال بين المدارات (أي أقل تنافر بين الالكترونات في هذه المدارات).

9- ارسم صيغة تركيبية مقبولة لكل من الصيغ الجزئية الآتية:

(أ) C_4H_{10} (هـ) $C_2H_3Br_3$

(ب) C_2H_6O (و) C_3H_6

(ج) C_3H_8O (ز) C_3H_4

(د) C_2H_7N (نتروجين يكون عادة ثلاثي في المركبات العضوية)

10- ارسم كل الصيغ التركيبية المحتملة لكل من الصيغ الجزيئية التالية مستخدمًا التكافؤات الدارجة فقط (كربون رباعي ، هيدروجين أحادي ، أكسجين ثنائي ، نتروجين ثلاثي ، كلور أحادي).

(أ) C_6H_{14} (ج) C_4H_9Cl

(ب) $C_4H_{10}O$ (د) C_3H_9N

11- أي من الصيغ التالية مقبول وأيها غير مقبول . ارسم كل التراكيب الأيزومرية المحتملة لكل الصيغ المقبولة.

(أ) C_3H_8 (ج) $C_2H_4Br_2$ (هـ) C_4H_{11}

(ب) C_4H_9 (د) C_2H_5Cl (و) CH_4O