



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الثانية

المادة : كيمياء عضوية ١

المحاضرة : الاولى / نظري / د. سلمان نصر

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

2026

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

15

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

Periodic Table of the Elements

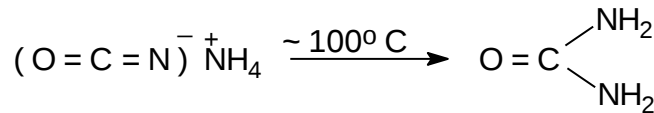
Alkali Metals
Alkaline Earth Metals
Transition Metals
Other Metals
Nonmetals
Noble Gases

Other Metals										solid										liquid										gas										synthetic																													
Nonmetals																																																																					
Noble Gases																																																																					
hydrogen 1 H										helium 2 He										neon 10 Ne										argon 18 Ar										krypton 36 Kr										xenon 54 Xe										radon 86 Rn									
1.00794										4.002602										20.1797										39.984										83.798										131.293																			
lithium 3 Li										beryllium 4 Be										boron 5 B										carbon 6 C										nitrogen 7 N										oxygen 8 O										fluorine 9 F									
6.941										9.012182										10.811										12.0107										14.00674										15.9994										18.9984									
sodium 11 Na										magnesium 12 Mg										aluminium 13 Al										silicon 14 Si										phosphorus 15 P										sulphur 16 S										chlorine 17 Cl									
22.98977										24.3050										26.981538										28.0855										30.97376										32.065										35.453									
potassium 19 K										calcium 20 Ca										gallium 31 Ga										germanium 32 Ge										arsenic 33 As										selenium 34 Se										bromine 35 Br									
39.0983										40.078										69.723										72.64										74.9216										78.96										79.904									
rubidium 37 Rb										strontium 38 Sr										indium 49 In										tin 50 Sn										antimony 51 Sb										tellurium 52 Te										iodine 53 I									
85.4678										87.62										114.818										118.710										121.760										127.60										126.9045									
88.90585										88.90585										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
91.225										91.225										106.42										112.411										106.42										106.42										106.42									
92.90638										92.90638										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107.8682									
95.94										95.94										107.8682										112.411										107.8682										107.8682										107									

مدخل في الكيمياء العضوية

1 - 1 . تعريف الكيمياء العضوية

أطلق الاسم (كيمياء العضوية) عام 1807م على الفرع من الكيمياء الذي يتناول المركبات النباتية والحيوانية، مشبهاً أجسام النباتات والحيوانات بورشة عمل كيميائية تقوم الأعضاء المختلفة فيها بصنع منتجات جاهزة مثل (الدم والبول أو الصمغ والسكريات) ، لكن هذا المفهوم بدأ بالانحسار عام 1848 عندما لاحظ العالم الألماني فوهر أن تبخير محلول مائي من سيانات الأمونيوم NH_4OCN (ملح لاعضوي) يؤدي إلى ظهور اليوريا (البولة) التي تطابق في خواصها وصفاتها اليوريا الطبيعية .



والآن يفوق عدد المركبات العضوية الاصطناعية الستة ملايين مركب: المواد البلاستيكية والمطاطية والخيوط النسيجية والأصبغة العضوية والعقاقير والمواد الصيدلانية والإضافات الغذائية والمنظفات والمبيدات الحشرية والفطرية ومبيدات الأعشاب ومسرعات النمو

هكذا فقدت الكيمياء العضوية تعريفها القديم ، **وهي الآن كيمياء الكربون ، أو كيمياء مركبات الكربون** . وقد فصل هذا التعريف ، الكيمياء العضوية عن الكيمياء اللاعضوية ، التي تهتم بدراسة مركبات بقية عناصر الجدول الدوري كلها ، رغم أننا ندرس في الكيمياء اللاعضوية ، عنصر الكربون ومركباته اللاعضوية مثل : CO_2 , CS_2 , Na_2CO_3 , H_2CO_3 ... إلخ . أي أن المركب العضوي يحتوي بالضرورة على **عنصر الكربون** ، إلا أن العكس ليس صحيحاً في الحالة العامة.

تدخل بعض العناصر الكيميائية مع الكربون لتشكيل المركبات العضوية بنسب مختلفة :

- الهيدروجين ، الأكسجين ، الآزوت .

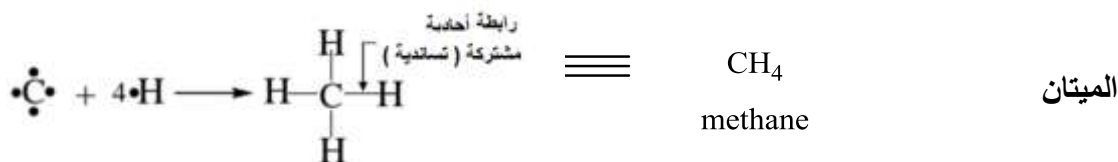
- عناصر لاعلمنية : الكلور ، البروم ، اليود ، الكبريت ، الفوسفور .

- عناصر معدنية : الصوديوم ، الليثيوم ، المغنيزيوم ، التوتياء ، الكاديوم.

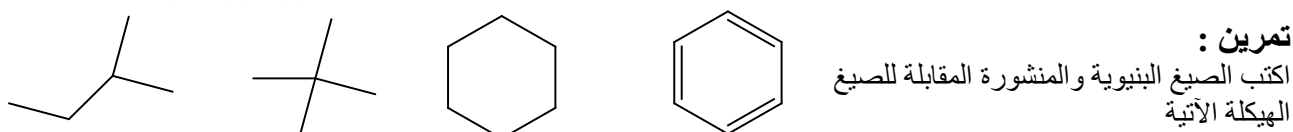
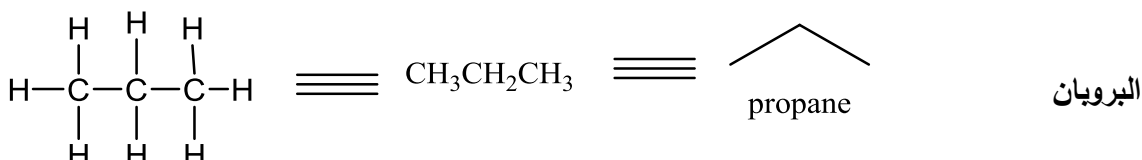
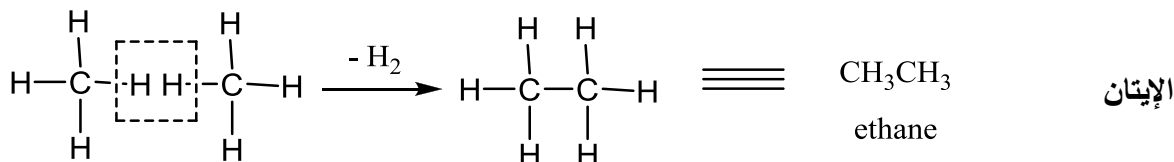
إن موقع عنصر الكربون في الجدول الدوري وبنية الذرة جعلت منه العنصر الوحيد في هذا الجدول القادر على تشكيل العدد الهائل من المركبات العضوية المختلفة ، حيث إنه يتمتع بكهرسلبية متوسطة (2.5) إذا ما قورنت مع بقية العناصر ، الجدول (1 - 2) ، لذا فهو لا ينتشر بسهولة من خلال فقد الإلكترونات أو اكتسابها ، أضف إلى ذلك أن طبقة الإلكترونية الخارجية تحتوي على أربعة إلكترونات ، يستطيع كل منها الإشتراك بالإلكترون مع ذرة أخرى مشكلاً ما يسمى بالرابطة المشتركة ويحصل الكربون نتيجة ذلك على وضع إلكتروني يشبه الغاز الخامل (النادر) . ويستطيع كل من الهيدروجين والأكسجين والآزوت الارتباط مع الكربون بهذه الطريقة (أي بواسطة روابط مشتركة).

الخاصة الأساسية للكربون التي تميزه عن بقية العناصر الأخرى ، هي قدرته على الإشتراك بأزواج إلكترونية بين ذراته مشكلاً روابط مشتركة C - C قوية ، تؤلف هذه الظاهرة البسيطة أساس الكيمياء العضوية . فهي تسمح بتشكيل عدد هائل من السلاسل الكربونية الخطية أو المتفرعة أو الحلقية والتي تكون مطعمة بذرات من الهيدروجين والأكسجين والآزوت وبعض العناصر الأخرى التي تستطيع أن تسهم في تشكيل الروابط المشتركة .

• الكربون مع الهيدروجين تتشكل مجموعة الهيدروكربونات :

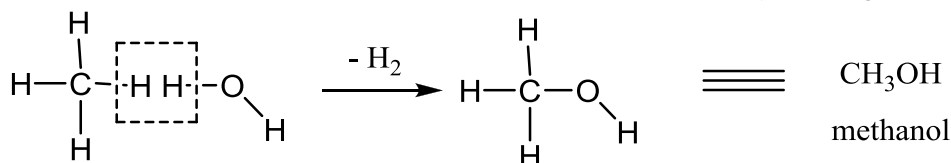


يمكن تقريب تصور تشكيل السلاسل الكربونية بتنامي (تضاعف) الميثان بالتالي :

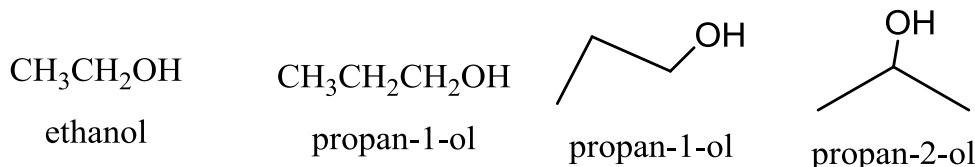


• الكربون مع الهيدروجين والأكسجين تتشكل مجموعة الأغوال مثلاً :

يمكن تقريب تصور الترابط بين عنصر الكربون مع كل من الأكسجين والهيدروجين انطلاقاً من جزيء الماء وأحد الهيدروكربونات (مثلاً مع الميثان) :

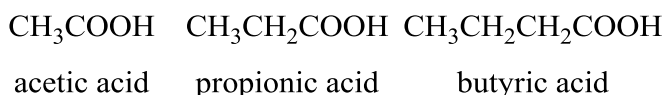
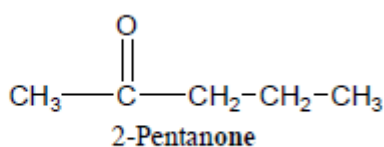
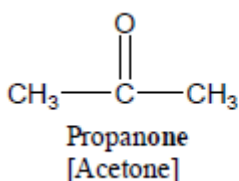
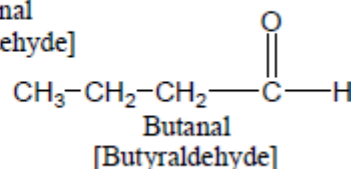
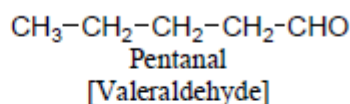
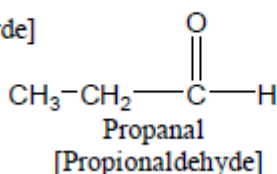
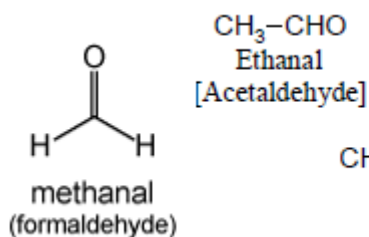


اي يمكن القول أن الأغوال هي عبارة عن هيدروكربون مستبدل به زمرة هيدروكسيلية بأحد ذرات الهيدروجين



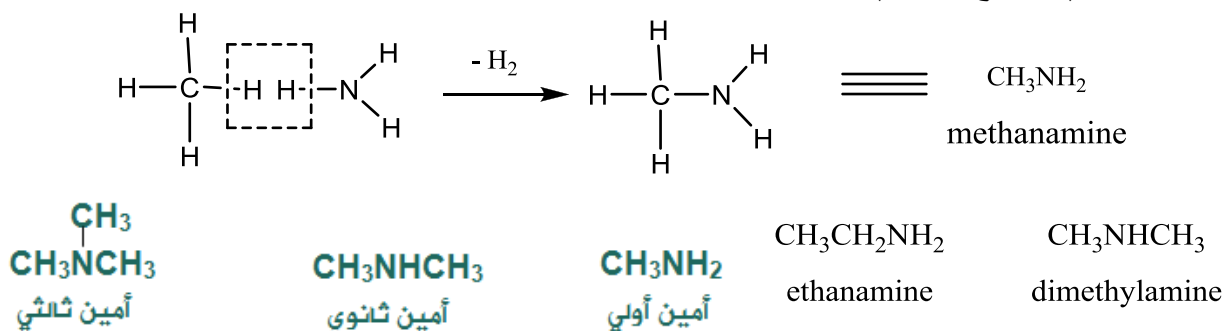
من المعلوم أن ترابط الأكسجين ثنائي ، أي هناك الزمر الوظيفية الأخرى التي تحتوي على الأكسجين برابطة مضاعفة

مع الكربون : المركبات الكربونيلية (الألدهيدات والكيونات) ، الحموض الكربوكسيلية ، وغيرها



• الكربون مع الهيدروجين والأكسجين تشكل مجموعة الأمينات مثلاً :

يمكن تقريب تصور الترابط بين عنصر الكربون مع كل من الأكسجين والهيدروجين انطلاقاً من جزيء النشادر وأحد الهيدروكربونات (مثلاً مع الميثان) :



تمرين: اقترح تشكيل مجموعة هالوجينات الألكانات (كلورو الميثان مثلاً) :

1 - 2 . مصادر المركبات العضوية

تتم باستمرار بنتيجة عمليات بناء المواد العضوية المختلفة في أعضاء الحيوانات والنباتات وفي العضويات الحية الدقيقة . وتصنع المركبات العضوية في النباتات الخضراء القادرة على الاستفادة من طاقة ضوء الشمس في تحويل ثنائي أكسيد الكربون إلى مركبات عضوية معقدة، وتعرف هذه العملية باسم (الاصطناع الضوئي). وما ينتج من مواد عضوية في أعضاء النباتات هي المواد الأولية لاصطناع مركبات عضوية أشد تعقيداً منها بكثير في أعضاء الحيوانات .

وفي الاصطناع العضوي ينطلق الكيميائيون في معظم الأحيان. ليس من الكربون بل من المركبات العضوية الناتجة بالتقطير الجاف للفحم الحجري والنفط والخشب. وتعد هذه المصادر أساسية في الاصطناع العضوي الصناعي. كما يعد النفط من أكثر مصادر المواد العضوية أهمية. فهو يعطي بتكريره بالإضافة إلى ضروب الوقود المختلفة غازات تستخدم في صناعة اللدائن والإيثانول والمطاط ... إلخ .

1 - 3 . الصفات المميزة للمركبات العضوية وأهميتها

تتصف المركبات العضوية بخواص فيزيائية وكيميائية ، تميزها بشكل واضح عن المركبات اللاعضوية، والمركبات اللاعضوية بشكل عام تكون على الأغلب صعبة الانصهار وقليلة التطاير، غير قابلة للانحلال في المذيبات اللاقطبية لكنها ذوابة في الماء ، إذ أنها تمتاز بالترابط الشاردي بين ذراتها .

أما المركبات العضوية فتختلف في كون الترابط بين ذراتها من نمط الروابط المشتركة عموماً .، والذي يجعل درجات انصهار معظم المركبات العضوية ودرجات غليانها منخفضة نسبياً ، لذا تصادف أغلب المركبات العضوية عند الدرجة العادية من الحرارة في الحالة السائلة .

تمتاز المركبات العضوية بكثافة تكون دوماً قريبة من الواحد ، وغالباً غير ذوابة في الماء ، غير أنها تذوب في المذيبات اللاقطبية مثل البنزين والهكسان والايتر، وإن كان هناك بعض المركبات التي تذوب في الماء مثل معظم الأغوال ، فهي قليلة ويعود سبب ذوبانها إلى قطبيتها . كما أن معظم المركبات العضوية تتفكك بسهولة تحت تأثير الحرارة ، وهي قابلة للاحتراق بشكل عام .

تكون تفاعلات المركبات العضوية بطيئة نسبياً إذا ما قورنت بالتفاعلات اللاعضوية وتتعلق سرعة تفاعلاتها بدرجة الحرارة إلى حد كبير ، وتحتاج إلى حفاز (وسيط) في أغلب الأحيان ، أضف إلى ذلك أن مردود التفاعل العضوي أقل من القيمة النظرية وهذا نتيجة اتجاهات جانبية للتفاعل .

1 - 4 . الذرة والمدارات الذرية والتوزيع الإلكتروني

تتكون الذرة من إلكترونات ونوعين آخرين من الجسيمات هما: النوترونات والبروتونات . النوترونات جسيمات لا تمتلك شحنات ، بينما تمتلك البروتونات شحنات موجبة (وعددها يدل على العدد الذري) . يشكل كل من النوترونات والبروتونات نواة الذرة (ومجموع عددهما يدل على الوزن الذري)، أما الإلكترونات فعددها يساوي عدد البروتونات وتحمل شحنات سالبة وتتحرك في مدارات حول النواة وضمن سويات طاقة متتابعة .

اقترح العالم الفرنسي دوبري في ضوء فكرة الازدواج في طبيعة الضوء - الطبيعة الموجية والطبيعة الجسيمية - إن الإلكترون ذو طبيعة موجية ، وله طبيعة الدقائق الصغيرة .

يعرف المدار الذري في ميكانيك الكم على أنه تابع موجي $\psi(x, y, z)$ للإلكترون واحد ، أي أن المدار هو تابع رياضي له قيمة محددة في كل مكان من الفراغ ، أي يمكن أن نتصور المدار مثل غمامة مشحونة بشحنة سالبة، تختلف كثافتها من نقطة إلى أخرى، وذلك تبعاً لاحتمال وجود الإلكترون.

يحدد التابع الموجي للإلكترون بأربعة أعداد كمية s, m, l, n ؛ حيث

n : عدد الكم الرئيس (طاقة السوية الرئيسية المؤلفة من مجموعة مدارات، تمتلك طاقات متقاربة) ، وتأخذ n القيم 1، 2، 3، 4، ... ، والتي يشار إليها بالأحرف K, L, M, N, إلخ.

l : عدد الكم الثانوي (شكل المدار)، والذي يأخذ القيم من صفر وحتى $n-1$ ، ($l = 0, 1, \dots, n-1$) ، ويشار إليها بالأحرف s, p, d, f, ... ،

m : عدد الكم المغناطيسي (اتجاه المدار) وبأخذ القيم ما بين $-l$ و l ($m = -l, -l+1, \dots, 0, \dots, l-1, l$) .

s : عدد الكم لف السبين (يحدد جهة دوران الإلكترون حول نفسه) وبأخذ القيم ($s = \pm 1/2$) .

يخضع التوزيع الإلكتروني إلى ثلاث قواعد:

مبدأ الاستبعاد : لا يمكن أن يكون للإلكترونين في ذرة واحدة الأعداد الكمومية الأربعة ذاتها.

مبدأ البناء : إن الإلكترونات تملأ المدارات بدءاً من المدار ذي السوية الطاقة الأدنى وبالتدريج.

قاعدة هوند : لا يمكن لحجيرة كمية في أي مدار أن تضم إلكترونين معاً قبل أن تضم كل حجيرات المدار إلكترون واحد.

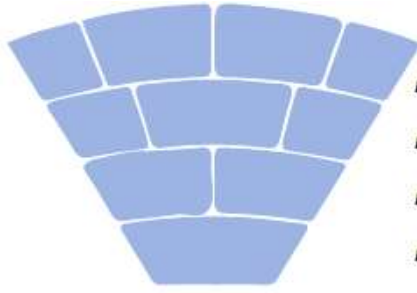
أولاً : العدد الكمي الرئيسي n

- العدد الكمي الرئيسي يُحدد البعد الأكثر احتمالاً للإلكترون عن النواة، ويُحدد سويات الطاقة الرئيسة للمدارات التي يتحرك عليها الإلكترون.
- ويأخذ القيم المبينة في الجدول الآتي:

n	1	2	3	4	5	6	7
رمز السوية الطاقة الرئيسة	K	L	M	N	O	P	Q

وتُعطى السعة العظمى من الإلكترونات في سويات الطاقة الرئيسة حسب مبدأ باولي بالعلاقة: $2n^2$ حيث n رقم السوية الطاقة الرئيسة.

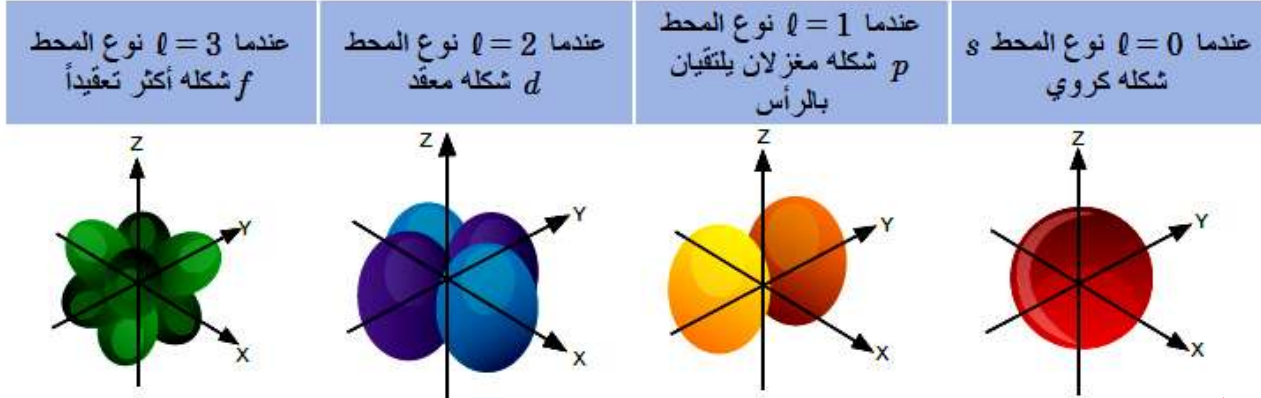
تمرين : ما قيمة العدد الكمي الرئيسي للسوية الرئيسة M ؟ وما السعة العظمى للإلكترونات في هذه السوية؟

ثانياً: العدد الكمي الثانوي l :

$n=4$ أربع سوياوات فرعية
 $n=3$ ثلاث سوياوات فرعية
 $n=2$ سوياواتان فرعيتان
 $n=1$ سوياوة فرعية واحدة

يُحدّد عدد سوياوات الطاقة الفرعية في كلّ سوياوة رئيسية وهي: f, d, p, s ، ويُحدّد الشكل الهندسي لهذا المدار، ويأخذ القيم الصحيحة التي تتراوح بين الصفر و $n - 1$.

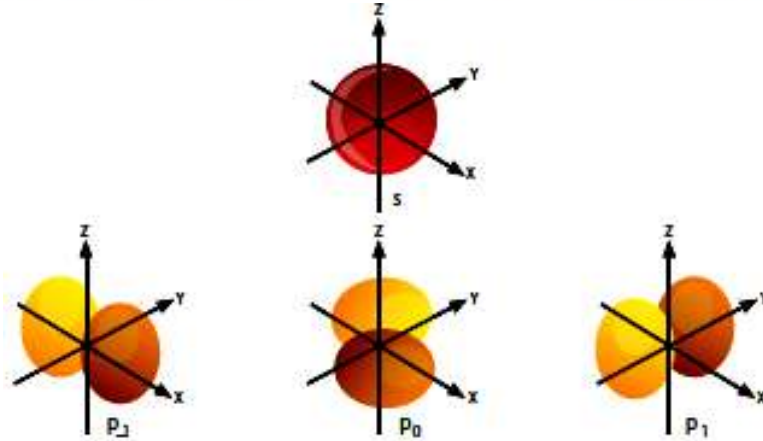
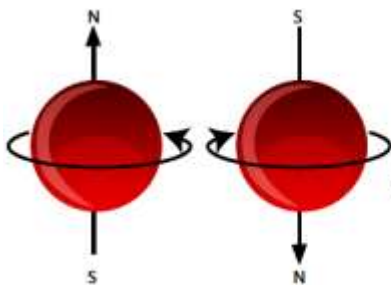
$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, n - 1$$

ثالثاً: العدد الكمي المغناطيسي m :

يحدّد عدد الاتجاهات والأوضاع التي يمكن أن يأخذها محط إلكترون عند خضوعه لحقل مغناطيسي خارجي، ويأخذ أعداداً صحيحة تتراوح بين:

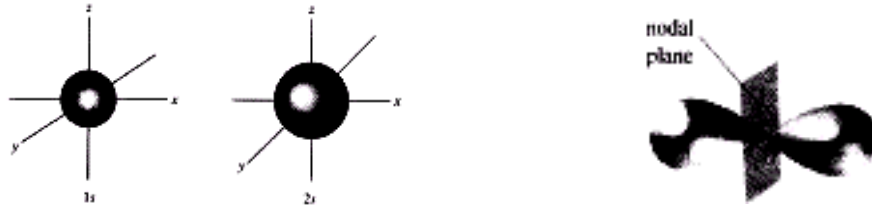
$$m = (-l, \dots, 0, \dots, +l) \text{ أي مجموع قيمه } (2l + 1)$$

$m = 0$ محط واحد من النوع s .	$l = 0$
$m = -1, 0, +1$ ثلاثة محطّات متكافئة بالطاقة من النوع p .	$l = 1$
$m = -2, -1, 0, +1, +2$ خمسة محطّات متكافئة بالطاقة من النوع d .	$l = 2$
$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ سبعة محطّات متكافئة بالطاقة من النوع f .	$l = 3$

رابعاً: العدد الكمومي لللف الذاتي s (Spin):

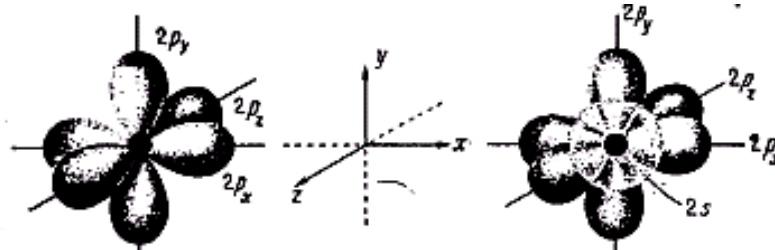
- يُحدّد جهة دوران الإلكترون حول محور مار بمركّزه.
- يُمثّل الإلكترون برسم سهم يشير إلى جهة دورانه حول محوره.
- تشعّ كلّ حجيرة (محطّ) في مدار لزوج من الإلكترونات المتعاكسة بجهة دورانها حول محور كلّ منها.

يتضح مما سبق أنه عندما $n = 1$ يكون هناك مدار وحيد يعبر عنه بـ $1s$ حيث إن $(m = 0, l = 0, n = 1)$. ويصف حل المعادلة الموجية لهذا المدار على أنه عبارة عن غمامة كروية مركزها النواة وذات نصف قطر r واحتمالية وجود إلكترون في هذا المجال أكثر من 95 % الشكل (1 - 1)



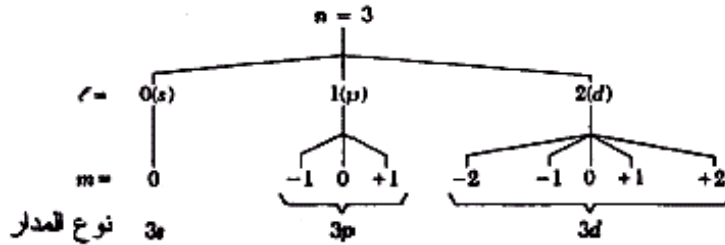
الشكل (1 - 1) شكل المدارات الذرية s و p

وعندما $n = 2$ تأخذ l القيمتين 0 ، 1 من أجل $l = 0$ يوجد المدار $2s$ ذات غمامة بسطح كروي محيط بالنواة ، وينصف قطر $2r$ ، ومن أجل $l = 1$ توجد ثلاثة مدارات وهي $2p_{-1}$ ، $2p_0$ ، $2p_{+1}$ تبعاً لقيم m (-1 , 0 , 1) على الترتيب ويمثل كل مدار بـ كرتين متماثلتين متناظرتين دورانياً ، وتتعامد محاور هذه المدارات فيما بينها وتتوجه باتجاه محاور الإحداثيات الثلاثة ، لذا يشار إليها بـ (p_z, p_y, p_x) ، كما في الشكل (2 - 1) .



الشكل (2 - 1) شكل المدارات الذرية 2s و 2p

ويوضح الشكل (3 - 1) المدارات الداخلية التي يمكن أن تتشكل عندما $n = 3$ ، وكما هو مبين يوجد في هذه السوية مدار واحد من النوع s وثلاثة مدارات من النوع p وخمسة مدارات من النوع d.

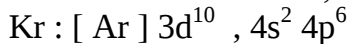
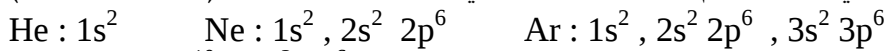


الشكل (3 - 1) المدارات الداخلية الموجودة في السوية الطاقة الرئيسية الثالثة

1 - 5 . الروابط الكيميائية : Chemical Bonds

عندما تدخل العناصر الكيميائية (المتماثلة أو المختلفة) في التفاعل بعضها مع بعض، فإن إلكترونات الطبقة السطحية (إلكترونات التكافؤ) في كل عنصر تتكيف بفقد أو كسب إلكترون (أو أكثر) ، ليصبح العدد الكلي لتلك الإلكترونات وترتيبها موافقاً للبنية الإلكترونية السطحية للغاز الخامل (النادر) ، إذ إنه من المعروف أن الغازات الخاملة عناصر ثابتة غير قابلة للتفاعل ، وسبب ثباتها يعود إلى أن المدارات الخارجية لديها (خاصة المدارات s أو p ، s

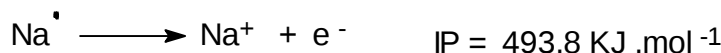
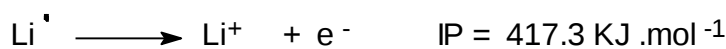
ملوءة بالإلكترونات : إلكترونين في حالة الهليوم وثمانية إلكترونات في حالة الغازات الأخرى (Kr, Ar, Ne ..).



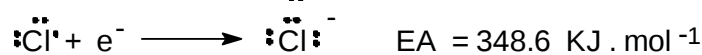
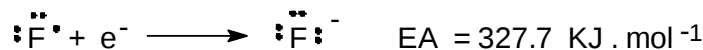
هذا ونتيجة لتفاعل الذرات أو العناصر بعضها مع بعض يحدث اتحاد كيميائي ترتبط فيه العناصر المختلفة ، إما برابطة شاردية أو مشتركة ويمكن أن تكون رابطة تساندية .

1 - 5 - 1 . الرابطة الشاردية Ionic Bond .

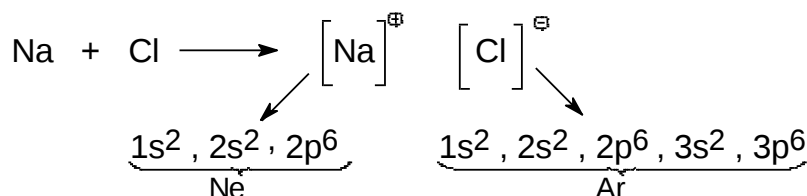
تنشأ الرابطة الشاردية بين ذرات عناصر تختلف كثيراً في كهرسليبيتها الجدول (1 - 2) ؛ حيث ينتقل إلكترون (أو أكثر) من ذرة ذات كمون تشرد IP منخفض انتقالاً كلياً إلى ذرة أخرى ذات ألفة إلكترونية EA مرتفعة .
فمثلاً تميل ذرات العناصر كالمعادن القلوية لفقدان إلكترون (أو أكثر) .



وتصل بذلك إلى البنية الإلكترونية السطحية للغاز الخامل الذي يسبقها في الجدول الدوري لتعطيه إلى ذرة عنصر من العناصر ذات الكهرسلبية المرتفعة كالهالوجينات (لتصل إلى البنية الإلكترونية السطحية للغاز الخامل الذي يليه) .



بذلك تكتسب ذرة الصوديوم الترتيب الإلكتروني لذرة النيون بفقد إلكترون واحد. كما أن ذرة الكلور تكتسب الترتيب الإلكتروني لذرة الأرجون عندما تأخذ هذا الإلكترون كما في التفاعل التالي :



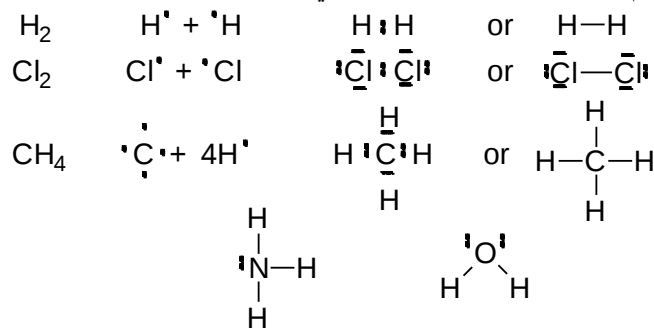
ليس لملاح كلوريد الصوديوم في الحالة الصلبة بنية جزيئية بل نجده متشكلاً من شبكة بلورية ثلاثية الأبعاد ، تتألف من شوارد موجبة وسالبة متماسكة تحت تأثير قوى الجذب الكهربائي الساكن ، ومتجمعة على التناوب بحيث تحاط كل شاردة على مسافات متساوية بشوارد ذات شحنة مخالفة ، ويسبب هذا التجمع مقاومة عالية للتفكك بفعل الحرارة فيجعل ذلك الأملاح بصورة عامة ذات درجات انصهار وغليان مرتفعة . وعندما تتحل هذه البلورات في مذيب قطبي كالماء ، تحاط الشوارد بجزيئات المذيب ، وتنميه على الأغلب ، فتتفصل وتبدي فعالية كبيرة جداً .

1 - 5 - 2 . الرابطة المشتركة Covalent bond .

تنشأ هذه الرابطة نتيجة اشتراك ذرتين بزوج من الإلكترونات ، أي أن الذرات في مثل هذا النوع من الترابط (الروابط المشتركة) لا تفقد الإلكترونات بصورة كاملة ولا تكسبها ؛ حيث تكون الطاقة اللازمة لفقد إلكترون (كمون التشرد) أو اكتساب هذه الإلكترون (الألفة الإلكترونية) عند هذه الذرات مرتفعة جداً ، لذا تميل إلى المشاركة بين إلكتروناتها التكافؤية لتصل إلى البنية الإلكترونية السطحية للغاز الخامل .

فمثلاً نتحد ذرتا الهيدروجين لتكوين جزيء الهيدروجين ، وذلك بأن تشارك كل منها بإلكترون واحد ليمتلئ المدار الوحيد الموجود عند ذرة الهيدروجين (1s) بالإلكترونين ويصبح مماثلاً لذرة الهيليوم .

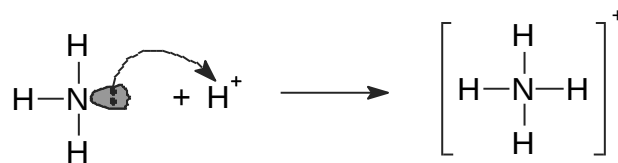
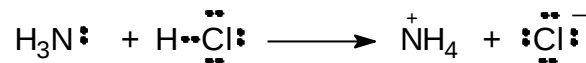
كما يرتبط جزيء الفلور لتصبح كل ذرة محاطة بثمانية إلكترونات مشابهة بذلك ذرة النيون أو الأرجون . إذن تعمل الذرات بشكل عام على أن تحيط نفسها بطبقة إلكترونية محيطة ، تتشكل من أربعة أزواج إلكترونية (ثمانية) مشتركة أو غير مشتركة ، باستثناء الهيدروجين :



ووفق نظرية لويس للترتيب الإلكتروني تمثل الرابطة البسيطة الأحادية بزواج من الإلكترونات ويعبر عنها بنقطتين أو إشارتي x ، لكن من الطبيعي أن يكون تمثيلها بخط تكافؤ (-) أكثر بساطة

1- 5- 3 . الرابطة التساندية

تدعى الرابطة التساندية بالرابطة نصف القطبية أو الرابطة المانحة - المتقبلة. وتنشأ هذه الرابطة نتيجة اشتراك ذرتين بزواج من الإلكترونات تقدمه إحدى الذرتين فقط ، وتصادف هذه الرابطة بين ذرتين تحتوي إحداها في طبقتها الإلكترونية الخارجية زوجاً (أو أزواجاً) إلكترونياً حراً (لا رابطي) ويشترط أن تمتلك الذرة الثانية مداراً إلكترونياً فارغاً حيث تقدم الذرة الأولى الزوج الإلكتروني الحر لتشكيل الرابطة التساندية مع الذرة الثانية ، وبذلك تدعى الذرة الأولى بالذرة المانحة والذرة الثانية بالذرة المتقبلة ، ومن هنا جاء الاسم بالرابطة المانحة - المتقبلة ، فمثلاً تتشكل شاردة الأمونيوم من تداخل مدار الزوج الإلكتروني الحر عند الآزوت في النشادر مع المدار الفارغ عند بروتون الحموض (حمض كلور الماء مثلاً)



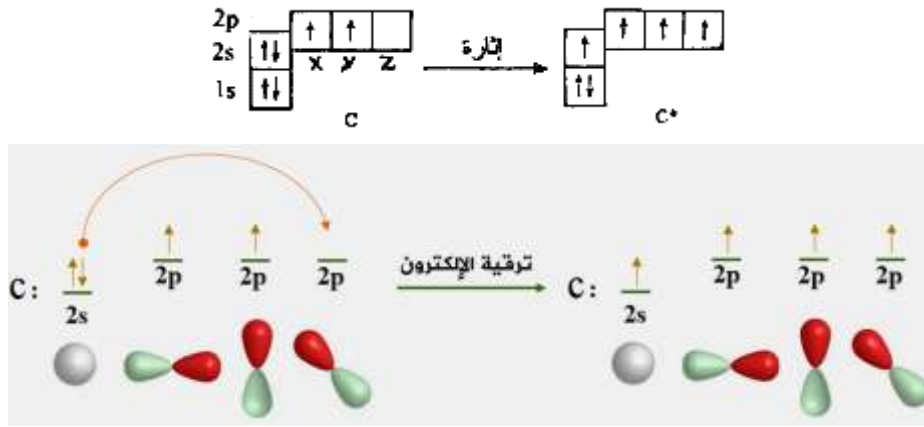
تكون الروابط الأربع بأجمعها في شاردة الأمونيوم روابط تشاركية متماثلة تماماً بغض النظر عن اختلاف منشئها ، وتتوضع الشحنة الموجبة بكاملها على ذرة الآزوت .

1- 6- المدارات الهجينة والترابط

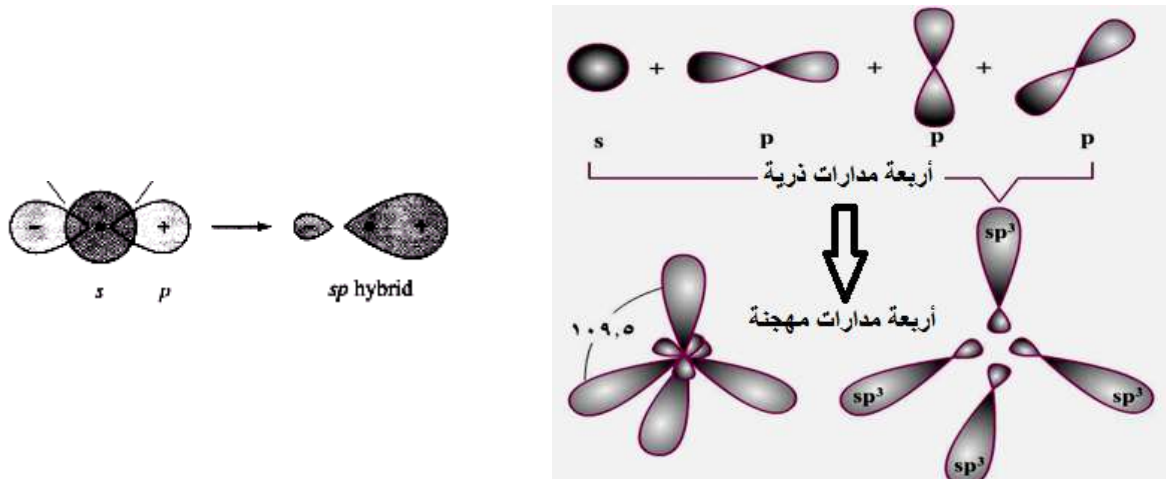
إن الروابط المشتركة الموجودة في مركبات بعض العناصر مثل Be , B , C لا يمكن وصفها وفق تداخل المدارات الذرية البسيطة (مفاهيم الفقرة السابقة) لذا طورت صورة معدلة للترابط بعد إدخال فكرة المدارات الهجينة، ونصادف ثلاثة أنواع من المدارات الهجينة لذرة الكربون في مركباتها وهي : SP و SP^2 و SP^3 .

1- 6- 1 . الكربون رباعي الوجوه - المدارات الهجينة SP^3 .

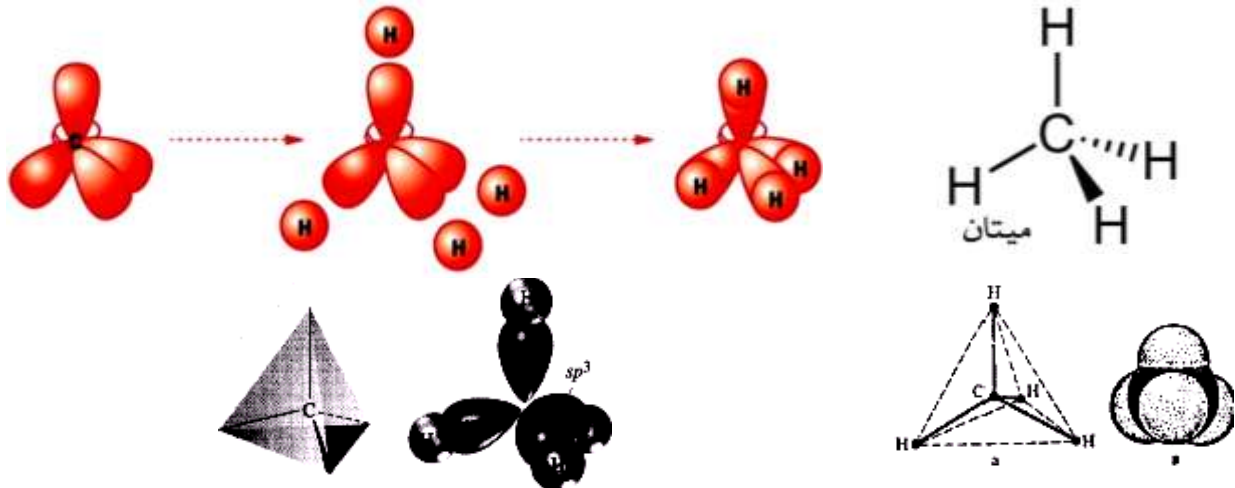
يعد الميثان أبسط الفحوم الهيدروجينية وتكون فيه ذرة الكربون مرتبطة بأربع ذرات هيدروجين بروابط C - H متماثلة ، غير أن الترتيب الإلكتروني لذرة الكربون الحرة (الحالة الغازية) $1s^2, 2s^2, 2p^1_x, 2p^1_y, 2p^0_z$ - يوحي بأن لذرة الكربون تكافؤاً ثنائياً ، نتيجة وجود إلكترونين غير متزاوجين (أعزبين) فقط . والواقع يشير إلى غير ذلك فقد دلت الدراسات والتجارب أن روابط جزيء الميثان الأربع متماثلة تماماً، ولحل هذا التناقض افترض باولينغ (Pauling) أن الطاقة الضرورية للكربون في حالته الأساسية ليرتبط مع ذرتي الهيدروجين الآخرين تعمل على إثارة إلكترون واحد ويقفز من المدار 2S ويستقر في المدار $2p_z$ ، (الشكل 1 - 5) ، وتكون الطاقة المنتشرة عن تشكيل رابطتين إضافيتين C - H كافية لتعويض الطاقة المقدمة (طاقة الإثارة) . وبذلك تصبح جميع إلكترونات الكربون الأربعة عازبة (غير متزاوجة) وجاهزة لتشكيل روابط مع ذرات الهيدروجين الأربع (عبر ثلاث مدارات من P ومدار واحد من S بالنسبة لذرة الكربون) .

الشكل (1 - 5) ارتقاء الإلكترون إلى المدار الذري $2p_z$ عند ذرة الكربون

إلا أن القياسات الطيفية والدراسات التجريبية تشير إلى أن هذه الروابط الأربع في جزيء متطابقة في الطول وفي طاقة الارتباط ، وتنتج في الفراغ بحيث تساوي كل زاوية من الزوايا الأربع $109^\circ, 28'$ ولذلك اقترح باولينغ لتفسير هذا التباين أن المدارات الأربعة لذرة الكربون تندمج نتيجة الإثارة وفق عملية يقال لها عملية التهجين (Hybridization) لتعطي أربعة مدارات ذرية هجينة sp^3 (ويتكون كل مدار منها من 75 % من P و 25 % من S) جاهزة للتفاعل فوراً ومتجهة في الفراغ بحيث تكون الزاوية بين كل اثنين منها $109^\circ, 28'$. الشكل (1 - 6).

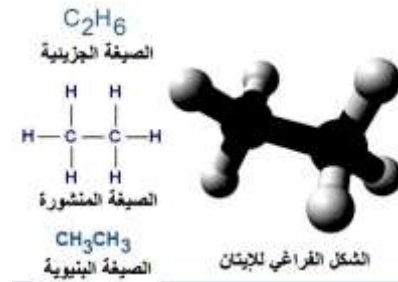
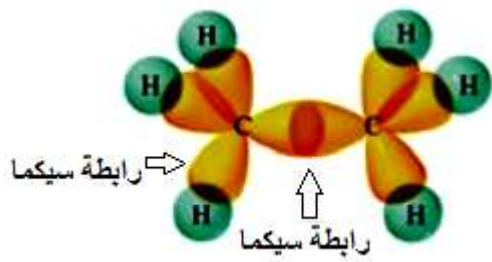
الشكل (1 - 6) التهجين sp^3 في الكربون

تتكون الرابطة المشتركة الأحادية كربون - هيدروجين في الميثان من تداخل إلكترون المدار الهجين sp^3 مع إلكترون المدار $1s$ على الترتيب تداخلاً محورياً، ويبين الشكل (1 - 7) بنية الميثان رباعية الوجوه ، وكل رابطة H-C يمكن وصفها كرابطة $\sigma : C_{sp^3} - H_{1s}$.



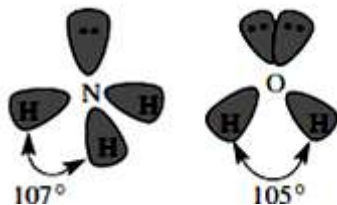
الشكل (1 - 7) الروابط الأربعة في الميثان

أما الرابطة المشتركة الأحادية σ كربون - كربون في الفحوم الهيدروجينية الأخرى فنتج عن تداخل المدار الهجين SP^3 من الكربون مع المدار الهجين SP^3 من كربون آخر .



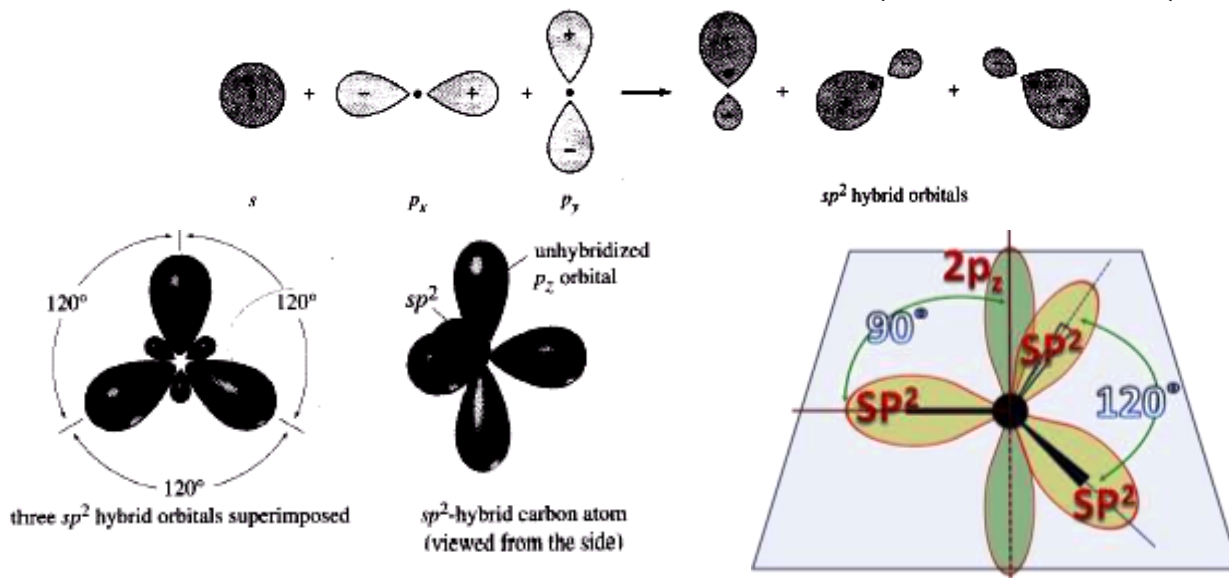
الترابط في الأمونيا والماء

التهجين حول ذرة الأكسجين والنيتروجين في الماء والأمونيا هو أيضا من النوع SP^3 ، إذ يوجد عند الكربون أربعة إلكترونات في طبقة التكافؤ عند الآزوت خمسة إلكترونات في طبقة التكافؤ عند الأكسجين ستة إلكترونات في طبقة التكافؤ



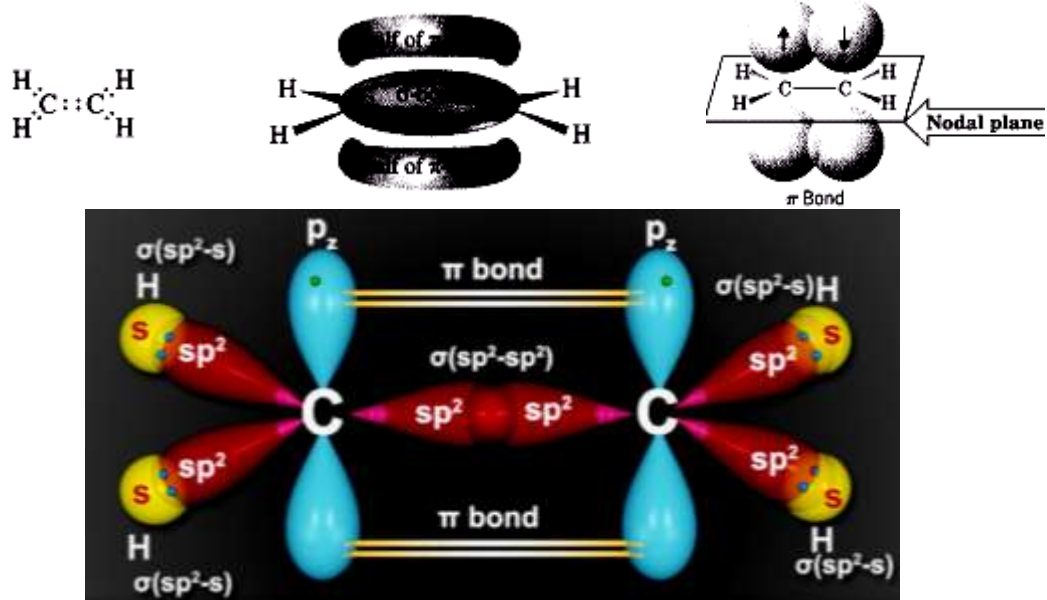
1-6-2 . التهجين من النوع SP^2

ينتج التهجين من نوع SP^2 عندما يكون هناك مداران فقط من $2P$ ($2P_x, 2P_y$) مسموحاً لهما بالتهجين مع المدار $2S$ أثناء إثارة ذرة الكربون، وينتج عن ذلك ثلاثة مدارات ذرية هجينة متكافئة ، ويتميز كل منها بخصائص P, S (حيث تبلغ نسبة p نسبة $2/3$ ونسبة s $1/3$) ، ولذلك يرمز لهذه المدارات بالرمز SP^2 ، وتأخذ المدارات الثلاثة والمدار $2P_z$ غير المهجن وضعها في الفراغ ؛ بحيث يكون التنافر فيما بينهما أقل ما يمكن ، كما يبدو في الشكل (1 - 8) . ويوافق ذلك توضع معظم الكثافة الإلكترونية للمدارات الهجينة من النمط SP^2 في مستوٍ واحد وتكون الزوايا بين كل مدارين تساوي 120° ويكون المدار الذري غير المهجن $2P_z$ عمودياً على مستوى المدارات الثلاثة SP^2 .



الشكل (1 - 8) التهجين sp^2 في الكربون

يصادف هذا النوع من التهجين في المركبات العضوية غير المشبعة كالأيثيلين $CH_2 = CH_2$ ، ويعطي تداخل المدارين الهجينين SP^2 (مدار من كل ذرة كربون) المدار الجزيئي للرابطة σ : $C - C$ ، بينما ينتج المدار الجزيئي للرابطة π (پاي) من تداخل جانبي متوازي للمدارين $2P_z$ (مدار من كل ذرة كربون) لذرتي الكربون ، والذي يكون على شكل غمامة (سحابة) إلكترونية متعامدة مع مستوى المدار الجزيئي σ السابق ، أي واقعة فوق وتحت الرابطة σ أما الروابط المشتركة σ : $C - H$ الأربع في جزيء الإيثيلين فتتشكل من تداخل أربع مدارات هجينية من النمط SP^2 مع أربع مدارات $1s$ لذرات الهيدروجين الأربع (الشكل 1 - 9) .

الشكل (9.1) المدارات الجزيئية σ و π في الإيثيلين وكيفية تداخل المدارات الذرية

تتكون الرابطة الثنائية إذن من رابطة مشتركة σ ورابطة مشتركة π ، حيث تكون الكثافة الإلكترونية التي توافق الرابطة π فوق المستوي (الذي يحوي ذرات الجزيء الست) وتحتة . أي تكون الرابطة π مكشوفة بشكل ملحوظ ، ويفسر ذلك الفعالية الكيميائية الكبيرة التي تتميز بها المركبات العضوية التي تحوي روابط ثنائية (مراكز غير مشبعة) وبذلك تدخل في تفاعلات الضم بسهولة ، فالوصول إلى الرابطة π سهل وميسر .

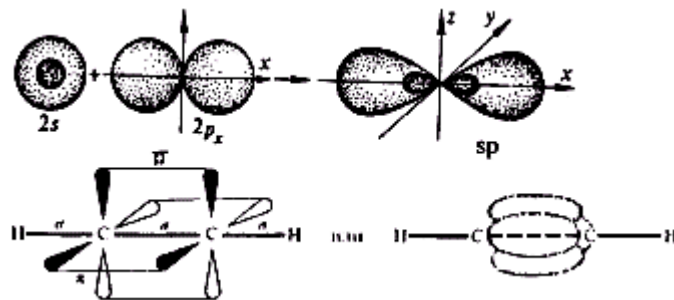
إن حرية الدوران النسبية المتاحة لذرات الكربون المرتبطة بروابط مشتركة أحادية ، تصبح غير متاحة في المركبات ثنائية الترابط كربون . كربون ، فدوران إحدى ذرتي الكربون بالنسبة للأخرى يتطلب في هذه الحالة كسر الرابطة π ، بحيث يتم التغلب على التداخل بين المدارين المتوازيين $2p_z$. لا يحدث ذلك في الشروط العادية ، إلا أنه يمكن حدوثه بعد تزويد الجزيء بمقدار كاف من الطاقة .

تتوضع الذرات الست في جزيء الإيثيلين (ذرتا كربون وأربع ذرات هيدروجين) في مستوي واحد ، وتساوي الزاوية الرابطة H-C-H أو C-C-H 120° تقريباً . يساوي طول الرابطة الثنائية كربون . كربون 134 بيكومتر وهي أقصر من الرابطة المشتركة الأحادية كربون - كربون (154 بيكومتر) .

1 - 6 - 3 . التهجين من نوع SP

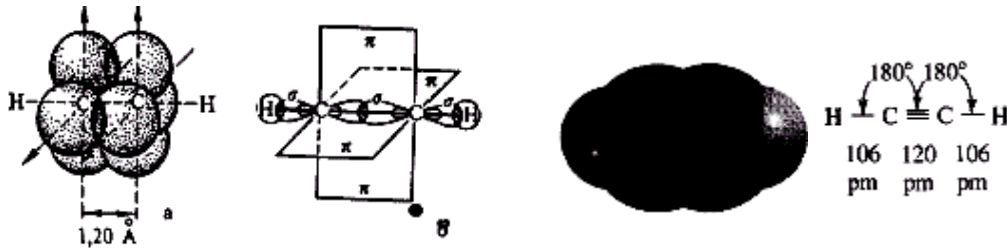
يكون التهجين في هذا النوع بين مدار $2s$ ومدار $2p_x$ في ذرة الكربون مما يؤدي إلى تشكيل مدارين هجينين SP (50 % S و 50 % P) بين محوريهما زاوية تساوي 180° .

ويبقى المداران $2p_y$, $2p_z$ غير مهجنين ، متوضعين على محوريهما ، أي بزاوية مقدارها 90° فيما بينهما ، وعلى أن يكون كل منهما عمودياً على المدار SP . وبأخذ الاستيلين HC $\equiv$ CH كمثال ، نجد أنه يتكون من ثلاث روابط مشتركة واحدة من النوع σ ورابطتين من النوع π وكلها تقع في استقامة واحدة الشكل (10 - 1) .



الشكل (10 - 1) التهجين sp والمدارات الجزيئية في الاستيلين

ينتج المدار الجزيئي σ عن تداخل مدارين SP (مدار من كل ذرة كربون). أما التداخل المتوازي للمدارين $2P_y$ (مدار من كل ذرة) فإنه يعطي مداراً جزيئياً لرابطة مشتركة π تكون عمودية على المدار الجزيئي π الآخر الذي يتشكل عبر تداخل المتوازي للمدارين $2P_z$ ، الشكل (11 - 1) .



الشكل (11-1) الشكل الفراغي للمدار σ والمدارين π في الاستلين

هذا وتتعاقد كل من الرابطتين π مع محور الرابطة σ . كما تتشكل الرابطة الأحادية σ : C - H من تداخل المدار الهجين SP من ذرة الكربون والمدار 1S من ذرة الهيدروجين .

1 - 7 . قطبية الرابطة المشتركة والجزيئات القطبية

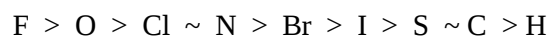
تبرز أهمية قطبية الرابطة المشتركة في كونها تقودنا إلى معرفة الخواص الفيزيائية للمركبات العضوية ، كدرجة الغليان أو الانصهار أو الذوبان كما أن لها أهمية كبيرة في معرفة الخواص الكيميائية للمركبات العضوية ؛ حيث تحدد نوع ومكان التفاعل في جزئ المركب العضوي. ولفهم القطبية في الجزيئات العضوية يجدر بنا معرفة كهرسلبية العناصر (أي ميل هذه العناصر لجذب الإلكترونات) .

تتصف العناصر التي تقع أعلى ويمين الجدول الدوري بكهرسلبية عالية ، وبتعبير آخر تزداد كهرسلبية عناصر الجدول الدوري كلما اتجهنا نحو اليمين ، وتتناقص كهسليبتها إذا ما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل ، ويبين المخطط التالي تدرج تغير الكهرسلبية عند الانتقال من جهة إلى أخرى في الجدول الدوري ، ويحوي الجدول (1 - 1) قيم كهرسلبية بعض العناصر ، وتعتبر هذه الأرقام عن ميل هذه العناصر لكسب الإلكترونات الرابطة المشتركة .

الجدول (1 - 1) كهرسلبية بعض العناصر

تزايد الكهرسلبية						
			H 2.1			
Li 1.0	Be 1.5	B 2	C 2.5	N 3	O 3.5	F 4
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3
K 0.8						Br 2.8

يكفي في دراستنا هذه أن نعرف كيف تتغير هذه الخاصية في حالة ذرات العناصر التي توجد بكثرة في المركبات العضوية ، حيث تتناقص كهسلبية هذه العناصر من الفلور إلى الهيدروجين كما يلي :



تكون الرابطة المشتركة في كل من الجزيئات التي تحوي ذرتين متشابهتين (O_2 , Cl_2 , H_2) متساوية الكثافة الإلكترونية حول كل ذرة ، وتدعى مثل هذه الرابطة بالرابطة المشتركة اللاقطبية .

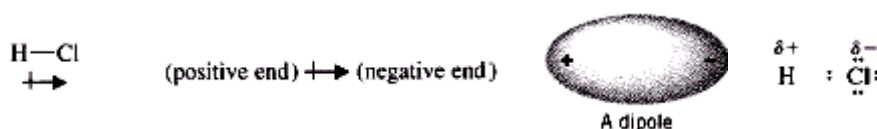
إن الكثافة الإلكترونية التي تشكل الرابطة في الجزيئات المؤلفة من ذرتين مختلفتين (كلور الهيدروجين مثلاً: H-Cl)،

جامعة طرطوس – كلية العلوم - قسم الكيمياء مقدمة في الكيمياء العضوية أ. د. سلمان نصر
(مختلفتان في الكهرسلبية حتماً) تكون منزاحة قليلاً نحو الذرة الأكثر كهرسلبية، فيؤدي هذا إلى تشكيل شحنة جزئية موجبة على ذرة وشحنة جزئية سالبة على الذرة الأخرى ($H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$).



يرمز لهذه الشحنة الجزئية بـ δ ، وهذا يعني أن الإلكترون لم ينتقل إنتقالاً كاملاً، بل إن الغمامة الإلكترونية الرابطة انزاحت قليلاً على محور الرابطة ، فلا تكون بالتالي متطابقة مع مركز شحنة النواة الموجبة . تُعرف هذه الظاهرة تحت اسم قطبية الرابطة المشتركة .

تشكل الرابطة المشتركة في جزيء كلور الهيدروجين (وفي جميع الجزيئات التي ترتبط ذراتها برابطة مشتركة قطبية) ثنائي قطب dipole ، متعاكس الشحنة ، وتفصل بينها مسافة معينة . يملك الجزيء في هذه الحالة ما يسمى بعزم ثنائي القطب dipole moment .



ويعد عزم ثنائي القطب ثابتة فيزيائية للمركب ، ويمكن أن يقاس ويعبر عنه بوحدات الديباي (D) . يساوي هذا العزم μ جداء مقدار شحنة أحد القطبين q (esu إلكترونستاتيكي) في المسافة الفاصلة بين الشحنتين d (A° أنغستروم) :

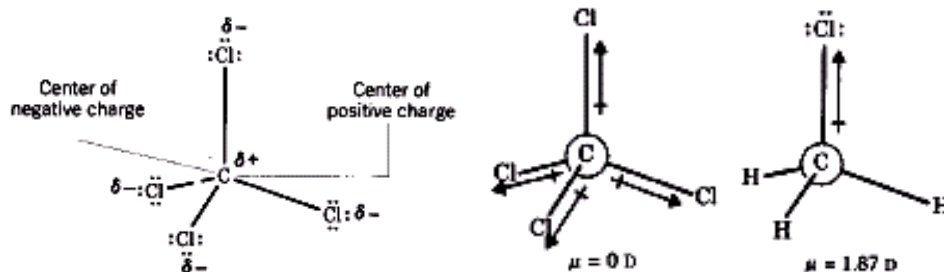
$$\mu = q \times d$$

يشار إلى اتجاه استقطاب الرابطة المشتركة أحياناً بسهم ($\rightarrow$) يتجه من النهاية الموجبة إلى النهاية السالبة ، كما هو مبين في الشكل (1 - 12) ، وتظهر عزوم ثنائي القطب أحياناً في الجزيئات التي تختلف طبيعة الذرات المكونة لها كما هو مبين في الجدول (1 . 2) ، وفي هذه الحالة ينبغي معرفة بنية الجزيء الهندسية لتعيين ما إذا كان الجزيء ككل قطبياً أم لا .

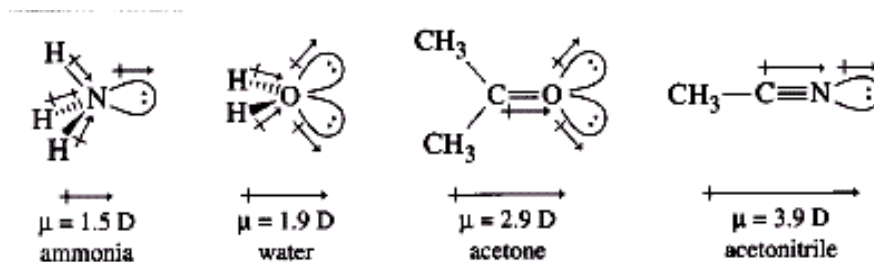
الجدول (1 . 2) قيم عزوم ثنائي القطب في بعض الجزيئات

المركب	μ (D)	المركب	μ (D)	المركب	μ (D)
H_2	0.0	HF	1.75	CH_4	0.0
O_2	0.0	H_2O	1.90	CH_3Cl	1.86
N_2	0.0	NH_3	1.50	CCl_4	0.0
Cl_2	0.0	NF_3	0.24	CH_3F	1.82
Br_2	0.0	CO_2	0.0	CH_3Br	1.79
		BF_3	0.0	CH_3I	1.64

ينشأ عزم ثنائي القطب في كلور الميثان (CH_3Cl) نتيجة وجود رابطة مشتركة قطبية واحدة ($C - Cl$) كربون . كلور ($\mu = 1.87 D$) فيه ، وبسبب ارتفاع الكهرسلبية العالية للكلور تحمل ذرة الكلور شحنة جزئية سالبة وتحمل ذرة الكربون شحنة موجبة . غير أن رباعي كلور الكربون لا يملك أي عزم لثنائي قطب رغم وجود أربع روابط كربون . كلور ، وذلك نتيجة البنية الفراغية لرباعي كلور الكربون (بنية رباعي وجوه منتظم) يتطابق مركز الشحنة السالبة مع مركز الشحنة الموجبة عند هذا الجزيء ، وبالتالي ليس له عزم ثنائي قطب .



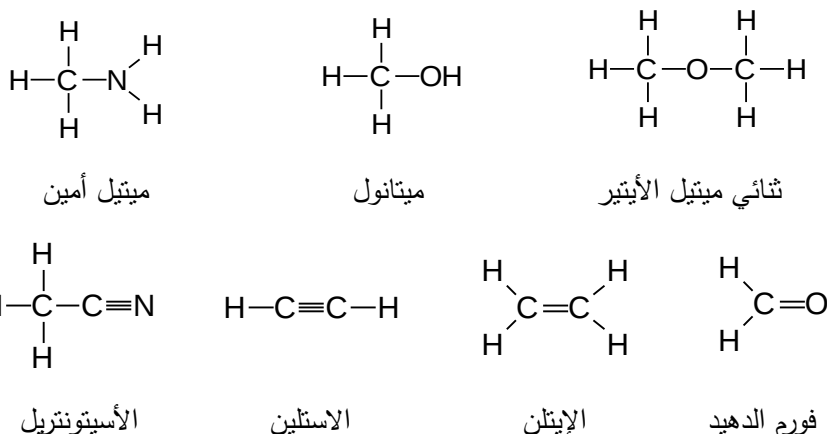
تسهم أزواج الإلكترونات اللرابطية مساهمة فعالة في عزوم ثنائي القطب كما هي الحال في جزيئات الماء والنشادر ، والأسيتون والأسيتون نتريل .



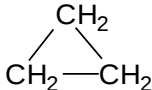
الشكل (1 - 12) عزوم ثنائي القطبي لبعض الجزيئات

1-8. الصيغ البنوية وأنماط ذرة الكربون

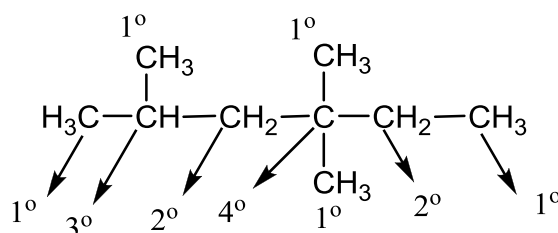
تتألف الصيغة الجزيئية (الصيغة المجملة) لمركب ما من رموز العناصر التي تدخل في تركيبه وعدد ذرات كل عنصر، ومع ذلك لا توضح هذه الصيغة كيفية ترابط الذرات في الجزيء . (فمثلاً الصيغة $C_2H_4O_2$ يمكن أن تكون لحمض النمل CH_3COOH أو فورمات (نملات) الميثيل $H-COOCH_3$) من هنا تتبع الحاجة إلى كتابة الصيغ المنشورة المستوية (الصيغ البنوية) ، من أجل بيان ترتيب الذرات في الجزيء ونوعية الروابط بين هذه الذرات وكيفيةها ، وذلك اعتماداً على مبدأ التكافؤ الرباعي لذرة الكربون ، والثلاثي لذرة الآزوت والثنائي لذرة الأكسجين ، والأحادي عند الهيدروجين والهالوجينات . وتمثيل الرابطة المشتركة بخط التكافؤ (-) ، وفق التالي:



إن كتابة هذه الصيغ المنشورة المستوية تتطلب وقتاً طويلاً ، ولهذا يمكن استخدام الصيغ المستوية نصف المنشورة أو الصيغ البنوية الموجزة (المكثفة) وهي الصيغ الشائعة في الكيمياء العضوية، :

الصيغة (الموجزة أو المكثفة)	الصيغة (نصف المنشورة)	المركب
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃ أو CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₃	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ - CH ₃	ن . البوتان نظامي - البوتان
(CH ₃) ₂ CH CH ₃ أو (CH ₃) ₃ CH	CH ₃ -CH-CH ₃ CH ₃	2 - ميثيل البروبان
CH ₃ CH ₂ OH	CH ₃ - CH ₂ - OH	الإيثانول
CH ₃ CH ₂ CHO	CH ₃ -CH ₂ -C(=O)H	البروبانال (البريون الدهيد)
CH ₃ COCH ₃ (CH ₃) ₂ CO	CH ₃ -C(=O)-CH ₃	الأسيتون
		حلقي البروبان

نصادف في صيغ المركبات العضوية أربعة أنماط من ذرات الكربون : أولية (CH₃) ويرمز لها بـ 1° و ثانوية (CH₂) ويرمز لها بـ 2° وثالثية (CH) ورابعة (C) ، وذلك وفق عدد ذرات الكربون المرتبطة بها ، توضح صيغة المركب (4،4،2 - ثلاثي ميثيل الهكسان) أنماط ذرة الكربون في المركبات العضوية :



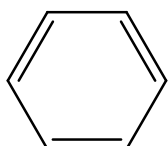
2 ، 4 ، 4 - ثلاثي ميثيل الهكسان

1 - 9. الزمر الوظيفية

الزمر الوظيفية هي الأجزاء من المركبات العضوية التي لها القدرة على التفاعل ، ويمكن أن تكون هذه الزمر إما ذرة أو مجموعة من الذرات تمنح الجزيء صفات خاصة به ، فجميع المركبات العضوية التي تمتلك الزمرة الوظيفية نفسها تصنف ضمن مجموعة وظيفية واحدة (عائلة) . بشكل عام تسلك مركبات المجموعة الواحدة تفاعلات كيميائية متشابهة . ويجمع الجدول (1 - 3) أهم الزمر الوظيفية في المركبات العضوية .

الجدير بالذكر أن أبسط المركبات العضوية (الفحوم الهيدروجينية) لا تحتوي أية زمرة وظيفية؛ إذ أن جزيئاتها تحوي الكربون والهيدروجين فقط. ولهذا تكون الروابط في الفحوم الهيدروجينية المشبعة منها (الألكانات) من أنماط الروابط المشتركة σ : H-C و C-C مع ذلك تدخل الألكانات في تفاعلات محدودة وفي شروط تفاعلية خاصة لأنها لا تحوي أية زمرة وظيفية .

تشكل الفحوم الهيدروجينية التي تحوي رابطة كربون - كربون ثنائية أو ثلاثية (الألكينات و الألكينات على الترتيب) مجموعتين منفصلتين من المركبات وتميزتين ؛ حيث إن لكل منها فعالية كيميائية خاصة .



تظهر الحلقة العطرية وكأنها تحوي ثلاث روابط ثنائية كربون - كربون ، وبالرغم من ذلك سنرى أن المركبات العضوية التي تحوي مثل هذا النمط من الحلقات ، (المعروفة بالمركبات العطرية) تختلف نهائياً في فعاليتها

الجدول (1 - 3) بعض الزمر الوظيفية

المجموعة	الصيغة العامة	الزمرة الوظيفية	مثال
الألكانات	$R-H$	لا يوجد	CH_4
الألكينات	$\begin{array}{c} R_2 \\ \diagdown \\ C \\ \diagup \\ R_3 \end{array} = \begin{array}{c} R \\ \diagup \\ C \\ \diagdown \\ R_1 \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagdown \\ C \\ \diagup \end{array} = \begin{array}{c} \diagup \\ C \\ \diagdown \end{array}$	$H_3CH = CH_2$
الألكينات	$R'-C \equiv C-R$	$-C \equiv C-$	$CH_3-C \equiv C-CH_3$
هاليدات الألكيل	RF, RCl, RBr, RI	$-Br, -Cl, -Br, -I$	CH_3Br
الأغول	$R-OH$	$-OH$	CH_3OH
الإثيرات	$R-O-R'$	$\begin{array}{c} \diagdown \\ O \\ \diagup \end{array}$	CH_3OCH_3
الأمينات الأولية	$R-NH_2$	$-NH_2$	CH_3NH_2
الأمينات الثانوية	$R-NH-R'$	$\begin{array}{c} \diagdown \\ N-H \\ \diagup \end{array}$	CH_3NHCH_3
الأمينات الثالثية	$\begin{array}{c} R-N-R' \\ \\ R'' \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagdown \\ N- \\ \diagup \end{array}$	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ CH_3 \\ \\ CH_3 \end{array} NCH_3$
التيولات	$R-SH$	$-SH$	CH_3SH
السلفيدات	$R-S-R'$	$-S-$	CH_3SCH_3
ثنائيات السلفيد	$R-S-S-R'$	$-S-S-$	CH_3SSCH_3
الألدهيدات	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-H \end{array}$
الكيتونات	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-R' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C- \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-CH_3 \end{array}$
الحموض الكربوكسيلية	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-C-OH \end{array}$
الاستيرات	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OR' \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-O- \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-OCH_3 \end{array}$
الأميدات	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-NR'_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-N \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \\ CH_3-C-NH_2 \end{array}$
النتريلات	$R-C \equiv N$	$-C \equiv N$	$CH_3-C \equiv N$

1 - 10. التصادوغ (التماكب) Isomerism

نقول بالتعريف: المتصادوغات هي مركبات كيميائية لها نفس الصيغة المجملية ، ولكن يختلف بعضها عن بعض إما في ترتيب وتسلسل ذراتها وروابطها في الجزيء ، وإما بتوضع ذراتها في الفراغ ، ويتبع ذلك بصورة طبيعية اختلاف في الخواص الفيزيائية والكيمائية . ولهذا كان من الضروري كتابة صيغ المركبات العضوية البنوية (المنشورة) .

تصنف المتصادوغات في مجموعتين كبيرتين : المتصادوغات البنوية ويمكن تقسيمها إلى متماكبات هيكلية ووظيفية وموضعية وتوتوميرية ، والمتصادوغات الفراغية وتقسّم إلى دورانية (الامتثالات) وضوئية ودياستيرية وهندسية .

1-10-1 . التصادوغ البنوي

يطلق أحياناً على المتصادوغات البنوية بالمتصادوغات المستوية لأن الصيغ المستوية تكفي لوصف هذا النوع من التصادوغ وليس من الضروري اللجوء إلى التمثيل الفراغي للجزيئات (كما في المجموعة الثانية) . ونصادف فيها :

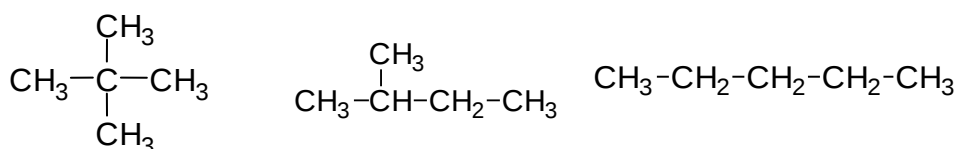
أ (التصادوغ الهيكلية أو السلسلية

تتطابق الصيغ المجملية لهذه المركبات تماماً ، ويختلف بعضها عن بعض في طريقة ترتيب ارتباط ذرات كل منها ، أو في تسلسل الذرات في الجزيء . وينتج عن ذلك أن تكون خواصها الكيميائية والفيزيائية مختلفة ، فمثلاً بأخذ الصيغة C_4H_{10} (صيغة البوتان بشكل عام) نتمكن من كتابة الصيغتين التاليتين الموافقتين لنظامي البوتان وإيزو البوتان .



إيزو البوتان (د . غ = - 12 س°) نظامي البوتان (د . غ = - 1.5 س°)

أما مركب البنتان فله ثلاثة متماكبات سلسلية هي نظامي البنتان وإيزوالبنتان ونيو البنتان.



نيو البنتان إيزو البنتان ن - البنتان
2،2-ثنائي ميثيل البروبان 2 - ميثيل البوتان د . غ = 36 س°
د . غ = 9.4 س° د . غ = 28.8 س°

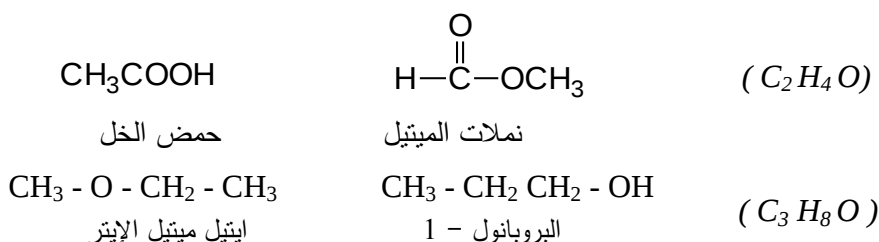
ب (التصادوغ الوظيفي

تختلف المتصادوغات في هذا النمط من التصادوغ بعضها عن بعض بالزمرة الوظيفية الموجودة عند كل مماكب ولذلك يدعى بالتصادوغ الوظيفي .

يوجد الإيثانول مثلاً (صيغته المجملية C_2H_6O) في الحالة السائلة عند الدرجة العادية من الحرارة بينما يكون ثنائي ميثيل الإيتر (صيغته المجملية أيضاً C_2H_6O) غازاً في الشروط نفسها .

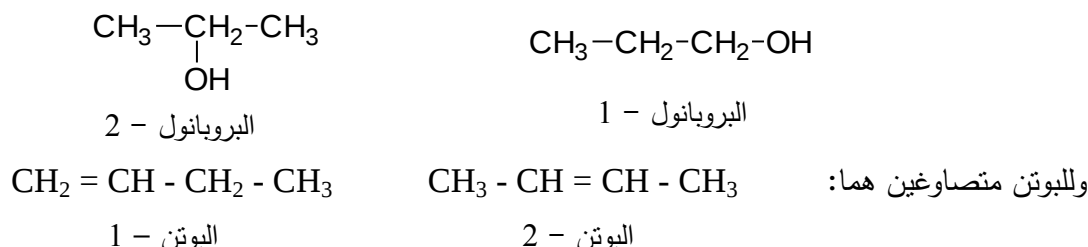


لا يقتصر الاختلاف بين المركبين بالطبع على الخواص الفيزيائية ، وإنما ينتمي كل مركب من هذين المركبين إلى مجموعة من المركبات ، لها من الفعالية الكيميائية ما يميزها . ومن الأمثلة التي يمكن أن نذكرها لهذا النمط من التصاوغ:



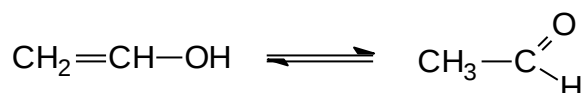
ج (التصاوغ الموضوعي

تتنسب المتصاوغات في هذا النمط من التصاوغ إلى الوظيفة نفسها ، ولا تختلف إلا بموقع الزمرة الوظيفية على طول السلسلة الأم ، وتتميز هذه المتصاوغات بأنها تتقارب عادة بخواصها الكيميائية ، وتختلف بخواصها الفيزيائية، فمثلاً يوافق البروبانول متصاوغين موضعيين هما :



د (التصاوغ النزوحي (التوتوميري

هو نوع من التصاوغ البنيوي التحريكي (الديناميكي) يتحول فيه مركب ما من صنف معين إلى صنف آخر ، كالتصاوغ الكيتوني . الإينولي الذي يتحول فيه الغول غير المشبع (الشكل الإينولي) إلى الألدهيد الموافق (الشكل الكيتوني) ، فمثلاً يتحول الغول الفينيلي تلقائياً إلى الأسيت ألدهيد :



1-10-2 . التصاوغ الفراغي (التجسيمي

هو تماكب ينشأ من اختلاف توضع ذرات الجزيئات في الفراغ مع بقاء ترتيب وتسلسل الروابط بين هذه الذرات متماثلاً . ويشتمل التصاوغ الفراغي على ثلاثة أنواع هي :

أ (التصاوغ الدوراني ب (التصاوغ الهندسي ج (التصاوغ الضوئي (سندرسها في فقرات قادمة)

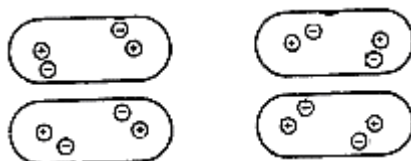
1- 10 . قوى التجاذب ما بين الجزيئات

سنحاول من خلال هذه الفقرة أن نستعرض قوى التجاذب التي يمكن أن توجد ما بين جزيئات مركب ما ، والتي تؤثر بشكل واضح على بعض الخواص الفيزيائية لهذا المركب .

من الطبيعي أن نتوقع ازدياد درجات انصهار و غليان المركبات العضوية بازدياد كتلتها الجزيئية، وأيضاً ازدياد قوى التجاذب ما بين هذه الجزيئات. غير أنه يلاحظ وجود اختلاف كبير في درجة انصهار و غليان بعض المركبات التي لها كتل جزيئية متقاربة ، تعزى أسباب هذا الاختلاف إلى ثلاثة أنواع من القوى بين الجزيئات : قوى تجاذب فاندرفالس ، قوى التجاذب الكهربائي الساكن الناتج عن ثنائيات القطب (قوى تجمع ثنائي القطب)، والروابط الهيدروجينية .

1 - 10 - 1 . قوى تجاذب فاندرفالس (لندن F. London)

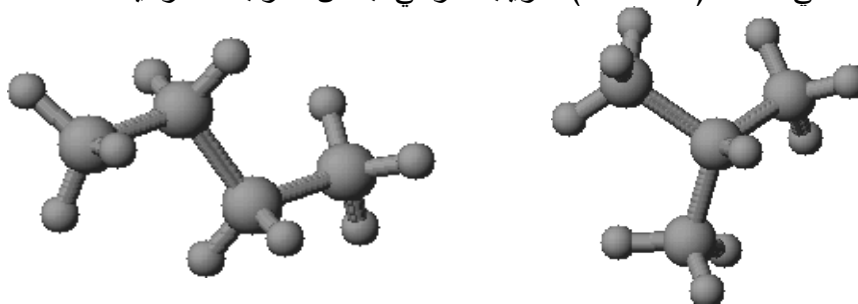
تعد قوى تجاذب فاندرفالس بين الجزيئات ذات أهمية متواضعة ، ولكنها مع ذلك تؤثر كثيراً في خواص الجزيئات اللاقطبية كالفحوم الهيدروجينية ، وتنشأ قوى التجاذب هذه عن الفعل المتبادل بين النوى والإلكترونات ، فهذه الأخيرة في أي جزيء تكون في حركة دائمة وهذا ما يؤدي إلى نشوء ثنائيات قطب آنية . (الشكل 1 - 12 التخطيطي المبسط) ، حيث تسبب الشحنات المختلفة في الجلمة في لحظة ما، تجاذباً صرفاً صغيراً يمكنه من ربط الجزيئات. وفي لحظة أخرى وعندما تتحرك الإلكترونات جميعها يبقى التجاذب بين الجزيئات . إن الإلكترونات طبعاً في حركة دائمة ، والصورة المعطاة هي للتبسيط فقط لبيان أن حركة إلكترونات إحدى الذرات في الجزيء لا تكون مستقلة تماماً عن حركة إلكترونات الذرات الأخرى فيه ، وهذا ما يؤدي إلى أن تكون المحصلة هي تجاذبات آنية بين الجزيئات ولكنها دائمة .



الشكل (1 - 12) قوى تجاذب فاندرفالس

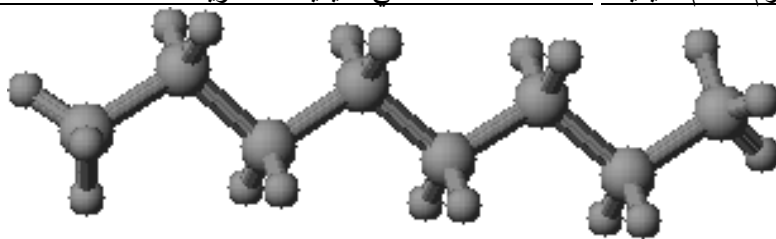
إن قوى تجاذب فاندرفالس هذه ضعيفة نسبياً ، وهي تتغير مع المسافة بين الجزيئات ، ولهذا تبقى الجزيئات اللاقطبية متقاربة فيما بينها مسافات محدودة لا تتعدها لأن قوى التنافر التي تنشأ عندئذ من تداخل الغمامات الإلكترونية ستكون مسيطرة .

تعتمد قوى تجاذب فاندرفالس على المساحة التقريبية لسطح التماس بين الجزيئات ، فكلما كانت هذه المساحة أكبر كانت قوى التجاذب أعلى ، تأخذ جزيئات الفحوم الهيدروجينية النظامية - بسبب بنية الكربون رباعي الوجوه - بنية فراغية متعرجة Zigzag ، في الشكل (1 - 13) الترتيب الفراغي لبعض المركبات الفراغية .



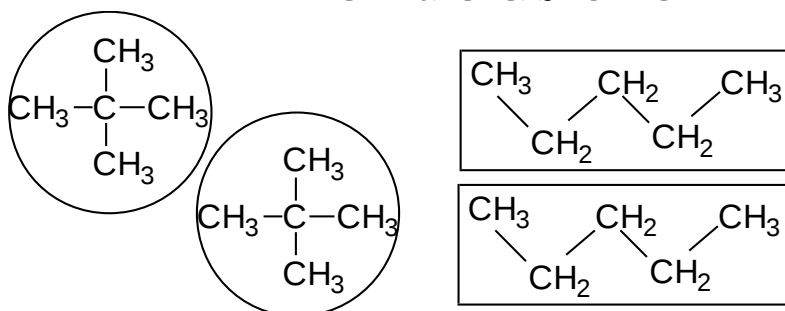
الشكل (1 - 13) التمثيل الفراغي لمتماكي البوتان

كما أن إضافة مجموعة ميتلن CH_2 إلى السلسلة الهيدروكربونية كما هو موضح في الشكل (1 - 14) يقدم مساحة إضافية لسطح التماس في السلسلة ، مما يؤدي إلى زيادة قوى تجاذب فاندرفالس الكلية بين الجزيئات ، وهذا بالطبع يعمل على ارتفاع درجة الغليان . تقدر قوى تجاذب فاندرفالس لكل مجموعة ميتلن بـ 6.4 كيلو جول مول⁻¹ .



الشكل (1 - 14) البنية الفراغية المتعرجة للألكانات النظامية (الأوكتان)

من الجدير ذكره أن سطح التماس بين الجزيئات العضوية لا يتوقف فقط على عدد ذرات الكربون الموجودة في جزيئة المركب فحسب ، بل ويتوقف على الشكل الهندسي لهذه الجزيئة ، ويبين الشكل (1 - 15) أن جزيئين من نظامي البننتان يتماسان بشكل أفضل من تماس جزيئين من نيو البننتان



الشكل (1 - 15)

في ضوء ذلك يمكن القول إن درجات الغليان عند المركبات الكربونية المتفرعة (حيث شكل الجزيئة أقرب إلى شكل الكرة) أخفض دائماً من درجات غليان مماكبته النظامية (حيث الشكل المستوي وبالتالي التماس الأفضل) . وتبين الأمثلة الواردة في الجدول (1 - 4) صحة ذلك .

الجدول (1 - 4) درجة غليان بعض المتصاوغات

درجة الغليان	المركب	الصيغة
9.5° س	نيوالبننتان	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
28° س	ايزو البننتان	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
36° س	نظامي البننتان	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
85° س	2 - ميتيل البروبانول - 2	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$
100° س	ثانوي البوتانول	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$
107° س	ايزو البوتانول	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
117° س	ن - البوتانول	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

1- 10- 2. التجمع ثنائي القطب (قوى التجاذب الكهربائي الساكن الناتج عن ثنائيات القطب)

درسنا في الفقرة (1- 5) أنه عندما ترتبط ذرتان مختلفتان بالكهرسلبية إحداها بالأخرى برابطة مشتركة ، فإن توزع الإلكترونات التي تربط بينهما لا يكون متناظراً وتحصل الذرة الأكثر كهروسلبية على القسم الأكبر من الكثافة الإلكترونية ، مما يؤدي إلى استقطاب الرابطة المشتركة الذي يولد عزم ثنائي القطب μ .

تميل الجزيئات القطبية في الطور السائل لتتوضع بشكل معين الشكل (1 - 16) وفي بنية منتظمة تحت تأثير التجاذب الكهربائي الساكن الناتج عن ثنائيات القطب .

تكون قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية أعلى بمرتبة من قوى تجاذب فاندرفالس الموجودة بين الجزيئات القطبية ، يعزى ذلك إلى قوى تجمع ثنائيات القطب الناتجة عن التأثير المتبادل بين الأقطاب المتعاكسة .



الشكل (1 - 16) البنية المنتظمة لجزيئات سائل والناتجة عن تجاذب ثنائي القطب

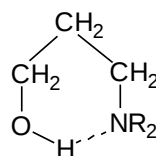
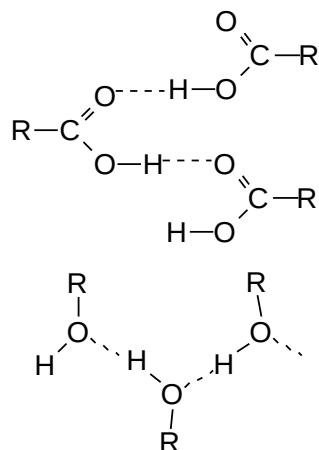
ولكي نحول السائل إلى بخار لا بد أولاً من التغلب على القوى الناشئة من تجاذب الأقطاب المختلفة ، فمن الطبيعي إذن أن تكون درجات غليان الجزيئات القطبية أكبر من درجات غليان الجزيئات اللاقطبية ذات الخواص المتشابهة ، كما في الجدول (1 - 5) :

الجدول (1 - 5) درجة غليان بعض المركبات العضوية

الصيغة	المركب	الوزن الجزيئي	درجة الغليان
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	البروبان	44	-45°C
$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$	الاثير الميثيلي	46	-25°C
$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ايزو البنتان	72	18°C
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{N} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	ايتل ثنائي ميثيل أمين	73	37.5°C

1- 10- 3 . الروابط الهيدروجينية

لا تكفي قوى التجاذب القطبي ما بين الجزيئات القطبية أن تفسر ارتفاع درجات غليان بعض المركبات مثل الماء والنشادر وفلور الهيدروجين ، والأغوال إلخ بمقارنتها مع المركبات القطبية الأخرى ويعزى ذلك إلى إمكانية تشكل روابط هيدروجينية بين جزيئات هذه المركبات فعندما ترتبط ذرة هيدروجين مع ذرة ذات كهروسلبية عالية برابطة مشتركة ، تملك ذرة الهيدروجين هذه ألفة نحو ذرة أخرى ذات كهروسلبية مرتفعة ، ولذلك يمكن أن تلعب ذرة الهيدروجين دور الجسر بين ذرتي أكسجين مثلاً، إن هذا النمط من قوى التجاذب هو في الحقيقة حالة خاصة من قوى تجاذب ثنائيات القطب المتعاكسة ، ولكنها أشد تأثيراً ، وتعد ذات أهمية عملية كبيرة ، وتدعى بالرابطة الهيدروجينية ، يمكن أن تكون الرابطة الهيدروجينية ضمن الجزيء أو ما بين الجزيئات المختلفة (أحادية أو مضاعفة) .



رابطة هيدروجينية ضمن الجزيء

روابط هيدروجينية ما بين الجزيئات

إن قوة الرابطة الهيدروجينية (21 ك جول مول⁻¹) أضعف بكثير من قوة الرابطة المشتركة

العادية (210 - 420 ك جول مول⁻¹) ، ولكنها مع ذلك أقوى من قوى تجاذب فاندرفالس بين الذرات . تظهر أهمية الروابط الهيدروجينية في المجموعات التي تحوي ذرات ذات كهربية مرتفعة : الأكسجين والفلور والآزوت (ذرات صغيرة وكثافة إلكترونية مركزة) .

روابط هيدروجينية قوية : F - H ... F , O - H ... N , O - H ... O , F - H ... N

روابط هيدروجينية ضعيفة : N - H ... O , N - H ... N , O - H ... π

S - H ... S , S - H ... O , S - H ... N , C - H ... O

تؤثر الروابط الهيدروجينية إلى حد كبير في خواص المركبات التي تحويها ومن النتائج الهامة لوجودها ارتفاع درجات غليان هذه الجزيئات (الأغوال والحموض الكربوكسيلية ...) ارتفاعاً كبيراً بالنسبة للمركبات التي لها الكتلة الجزيئية نفسها، والتي لا تحوي روابط هيدروجينية، الجدول (1 - 6). يعود سبب ارتفاع درجات غليان جميع المركبات التي تحوي روابط هيدروجينية إلى أن كمية من الطاقة تلزم لتكسير الروابط الهيدروجينية بين الجزيئات، بالإضافة إلى الطاقة اللازمة بالأصل للتبخّر .

الجدول (1 - 6) درجة غليان بعض المركبات العضوية

المركب	الصيغة	الكتلة الجزيئية	درجة الغليان
البروبان	CH ₃ CH ₂ CH ₃	44	-45° س
ثنائي ميثيل الإيثر	CH ₃ -O-CH ₃	46	-25° س
الاسيتالدهيد	CH ₃ CHO	44	21° س
الإيثانول	CH ₃ CH ₂ OH	46	78° س
حمض النمل	HCOOH	46	100.5° س

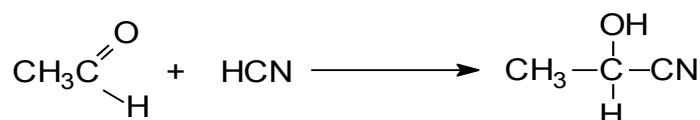
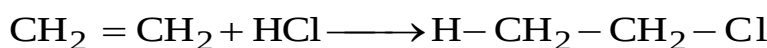
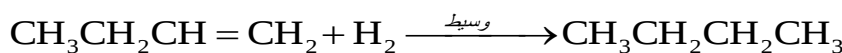
1 - 11 . أنماط التفاعلات العضوية

من أهم المظاهر التي تتميز بها التفاعلات العضوية هو التغير الذي يحدث في روابط ذرة الكربون ، لأن هذه التفاعلات تتضمن عادة فصم بعض الروابط وإعادة تشكيل بعضها الآخر ، وتصنف التفاعلات العضوية وفق ذلك في ثلاثة أنماط أساسية : تفاعلات الضم ، وتفاعلات التبادل ، وتفاعلات الحذف . ويمكن التعبير عن أي تفاعل بالمعادلة العامة التالية : ركازة + كاشف ← منتجات التفاعل

ويقصد بتعبير الركازة القسم من الجزيء الذي يكون مركز التفاعل ، وهي دائماً عبارة عن مادة عضوية يحوي ذرة (أو عدة ذرات) كربون يمكن الترابط معها أو كسر روابطها .

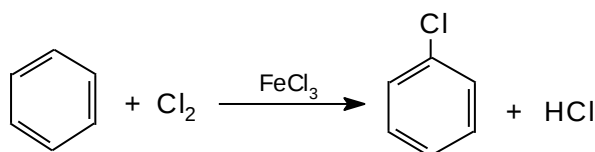
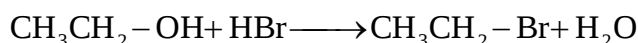
1- 11- 1 . تفاعلات الضم

تلاحظ تفاعلات الضم في حالة المركبات غير المشبعة ، التي تحوي روابط ثنائية أو ثلاثية ، حيث تستقبل جزيئات هذه المركبات ذرات (أو مجموعات من الذرات) إضافية من الكواشف ، فيؤدي ذلك إلى زيادة عدد المجموعات المرتبطة بذرة مركز التفاعل .



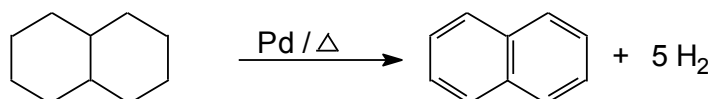
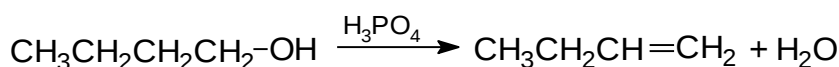
1- 15- 2 . تفاعلات التبادل

تحدث تفاعلات التبادل عندما تزيح ذرة (أو مجموعة) يقدمها الكاشف ذرة (أو مجموعة) مرتبطة بذرة كربون وتحل محلها، ويمكن ملاحظة تفاعلات التبادل مع ذرات الكربون المشبعة أو غير المشبعة.



1- 11- 3 . تفاعلات الحذف

تتميز تفاعلات الحذف بنقصان عدد المجموعات المرتبطة بالكربون بعد رحيل ذرتين أو جزيء صغير من الركازة ، ويصحب ذلك عادة تشكيل رابطة غير مشبعة أو حلقة ، في الجزيء المتشكل .



1- 15 . أنماط الكواشف

يفضل أحياناً تصنيف التفاعلات العضوية وفق طبيعة الكاشف المستخدم لاجداث التفاعل ، ويمكن تجميع معظم الكواشف الكيميائية ضمن مجموعات ثلاث : نكليوفيلية ، إلكتروفيلية وجذور حرة .

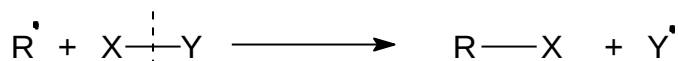
تقدم المجموعة النكليوفيلية . وتسمى نكليوفيل على الأغلب وهي المجموعة المحبة للنواة . زوج الإلكترونات المستخدم في تشكيل الرابطة الجديدة ، ولذا فهي تهاجم مركزاً فقيراً بالإلكترونات ، ويمكن أن تعد الكواشف النكليوفيلية من أسس لويس ، وفيما يلي بعض أمثلتها :



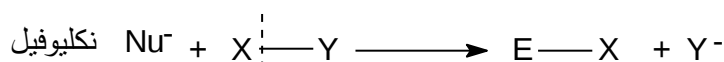
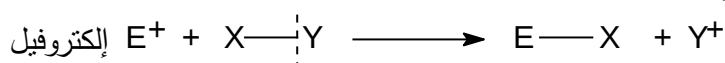
تستطيع المجموعة **الإلكتروفيلية** ، وهي المجموعة الشغوفة بالإلكترونات ، تشكيل الرابطة الجديدة ، لأنها قادرة على استقبال زوج من الإلكترونات ، لذلك فهي تفتش عن المراكز ذات الكثافة الإلكترونية العالية . إن معظم الكواشف الإلكترونية حموض لويس أو أنها قادرة على أن تعطي بروتوناً .



تُكونُ الجذور الحرة كواشف التفاعلات الجذرية ، وهي عبارة عن وحدات غير مشحونة تحمل إلكترونًا وحيداً عزياً (لا رابطي) . لهذا تكون الجذور الحرة ذات فعالية شديدة جداً ، ولها وجود عابر (نصف عمرها صغير جداً) . عندما يهاجم الجذر الحر الركازة يعمل على فسم الرابطة فصماً متجانساً أو غير قطبي (لا قطبي) ، ويسمى هذا النوع من الفصم بالفصم الرابطي المتجانس (فسم متناظر) .



من الممكن أيضاً ملاحظة الفصم الرابطي غير المتجانس أيضاً في بعض التفاعلات ، عندما تتعرض الركازة إلى هجوم مجموعة إلكتروفيلية أو مجموعة نكليوفيلية .



لقد أمكن ملاحظة طرائق الفصم جميعها ، يذهب إلكترون واحد من الزوج الإلكتروني الرابط في الفصم المتجانس مع كل من الزمرتين الراحلتين لاعطاء قسمين متعادلين ، وقد يكون القسمان ذرتين $2X^\cdot$ أو يكون أحدهما ذرة والآخر جذراً آخر $R^\cdot , X^\cdot$ أو يكون الجزآن جذرين $2R^\cdot$. أما في الانقسام الرابطي غير المتجانس فتتشكل أجزاء مشحونة ، أي الشوارد .

يقال عن الكواشف والتفاعل في الحالة الأولى : إنها جذرية ، وفي الحالة الثانية يقال عنها : إنها شاردية .

1 - 16 . المركبات الوسيطة في التفاعلات العضوية

يتم تحول المتفاعلات إلى منتجات في الكيمياء العضوية عادة عبر مراحل التفاعل ويتضمن هذا التحول في بعض التفاعلات بداية تشكل مركب قابل للفصل (أو غير قابل لذلك) ، ويسمى هذا المركب الذي ينقلب في المرحلة التالية (او المراحل التالية) إلى منتج (أو منتجات) المركب الوسيطي . لا يتشكل في كثير من التفاعلات مركب وسيطي قابل للفصل ، بل أن المتفاعلات تتطور نحو تشكيل غني بالطاقة ، يطلق عليه اسم الحالة الانتقالية أو المعقد المنشط .

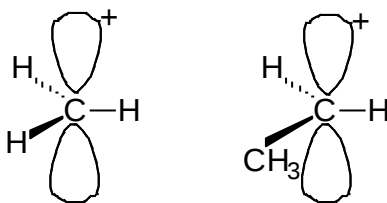
تلعب المركبات الوسيطة الانتقالية في بعض التفاعلات دوراً مهماً وأساسياً خلال مجمل مراحل التفاعل ، وهي لا تعيش طويلاً في أغلب الأحيان . وتتشكل المركبات الوسيطة في أثناء التفاعلات العضوية بإحدى الطرائق التالية :

- تعرض بعض المركبات إلى هجوم الكواشف المختلفة .
- تفكك المركبات العضوية .
- انتقال الجزيئات إلى حالة الإثارة الالكترونية ، نتيجة امتصاص الضوء أو التفاعل المتبادل مع الاشعاعات.

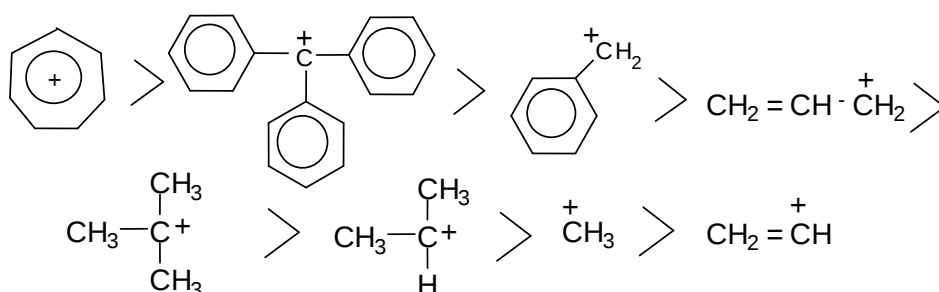
1 - 16 - 1 . الكربوكاتيون

تتكون الشاردة الكربونية المشحونة بشحنة موجبة ، والتي تعرف حالياً تحت اسم الكربوكاتيون بعد أن كانت تسمى قديماً شاردة الكربونيوم ، في أثناء بعض التفاعلات بفعل التشرّد أو البرتة أو بفعل حموض لويس أو تفكك بعض

الأملاح. يتشكل الكربوكاتيون عادة نتيجة فقدان زوج إلكترونات الرابطة ، ولذا يوافق تهجين ذرة الكربون فيه sp^2 مع وجود مدار ذري فارغ متعامد مع المستوى الذي يحوي المدارات sp^2 الثلاثة .

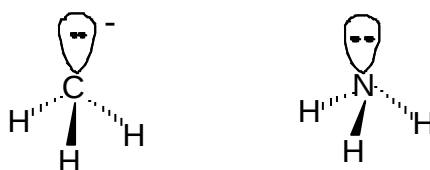


تزداد ثباتية شوارد الكربون الموجبة كلما كانت الشحنة الموجبة أقل تمركزاً (تموضعا) ، ويمكن أن يتأمن ذلك بالفعل التحريضي أو بفعل الترافق (الطنين) . وهكذا يمكن أن يكون الكربوكاتيون أحيانا ثابتاً إلى حد يمكن أن يفصل من وسط التفاعل ودراسته (مثل شاردة التروبيليوم) ، أو أن يكون غير ثابت إطلاقاً بحيث لا يمكن كشف وجوده في وسط تفاعل عادي (مثل شاردة الميثيل) . تتدرج ثباتية الشوارد الكربونية الموجبة بين هاتين الحالتين ، ويمكن فصل بعضها أو التعرف على وجود بعضها الآخر دون التمكن من فصلها . وفيما يلي ترتيب ثباتية بعض الكربوكاتيونات :



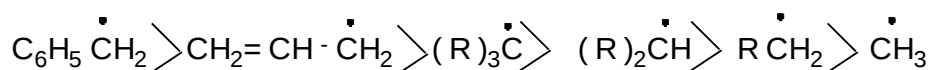
1 - 16 - 2 . الكربانيون

تتشكل الشوارد الكربونية السالبة أو الكربانيونات بعد فقدان مجموعة (أو ذرة) مرتبطة بذرة الكربون مخلفة زوج إلكترونات الرابطة على هذه الذرة ، يتكون الكربانيون عادة بدءاً من المركبات المعدنية العضوية أو بعد نزع ذرة هيدروجين حمضية بواسطة أساس ما. تزداد ثباتية الكربانيونات كلما استطاعت الشحنة السالبة أن تغير موضعها على مجمل الهيكل الكربوني ، وتشبه شرسبة الميثيل جزئي النشادر من ناحية البنية الإلكترونية ، ويعني ذلك أنها تأخذ الشكل الهرمي .



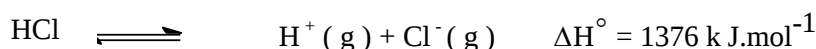
1 - 16 - 3 . جذور الكربون

تتشكل جذور الكربون نتيجة الفصم المتجانس للروابط بين عناصر متقاربة أو متطابقة في قيم كهروسلبيتها. ويتضمن ذلك رحيل المجموعة (أو الذرة) المرتبطة بذرة الكربون ، وهي تصطب مع إلكترون واحد من زوج إلكترونات الرابطة ، ويتم الفصم المتجانس تلقائياً أو تحت تأثير الحرارة أو الإشعاعات أو بواسطة المواد التي تتفكك بسهولة إلى جذور ، ويأخذ جذر الميثيل الشكل المستوي . تزداد ثباتية الجذور الألكيلية من الجذور الأولية إلى الجذور الثانوية فالثالثية ، وتكون الجذور البنزلية والأليلية أكثر ثباتاً من الجذور الألكيلية البسيطة .



1 - 17 . الحموض والأسس

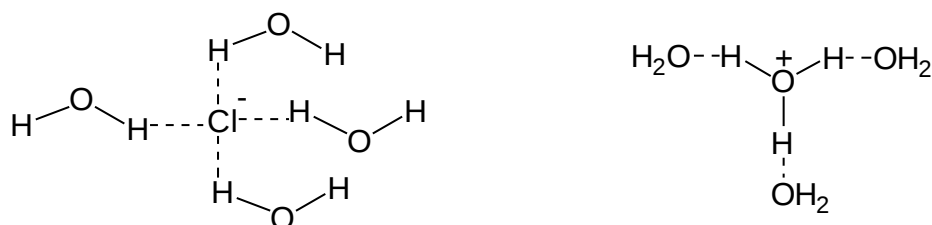
تعتبر التفاعلات المرافقة للحموض والأسس من التفاعلات الهامة في الكيمياء ، هذا وينطبق تعبير " الحموضة " على تفاعل فقدان البروتون . من الواضح أن التفاعل التالي :



في الحالة الغازية من التفاعلات الماصة للحرارة ، حيث أن فصم الرابطة H - Cl يحتاج طاقة بالإضافة إلى طاقة فصل الشحنتين . أما في المحلول المائي فإن الحموضة تنطبق على تفاعل التفكك المتوازن :



تستخدم عادة الصيغة H_3O^+ للدلالة على $\text{H}^+ (\text{aq})$ للتعبير عن محلول الحمض في الماء (ومع ذلك يستخدم الكيميائيون الرمز H^+ للدلالة على بروتون الحمض) بالرغم من أن المحلول يحوي قسيمات (دقائق) أكثر تعقيداً ترتبط مع جزيئات الماء بروابط هيدروجينية .



كما ترتبط الشاردة Cl^- مع جزيئات الماء أيضاً بروابط هيدروجينية . وتعتبر ذرات الهيدروجين هذه مستقبلات جيدة لهذا الترابط الكهربائي الساكن ، لأنها تحمل شحنة جزئية موجبة واضحة ، حيث تبدو وكأنها عارية من الإلكترونات . إن الطاقة الناتجة عن هذه التجمعات كافية لتعويض الطاقة اللازمة لفصم الرابطة وفصل الشحنتين عن بعضهما .

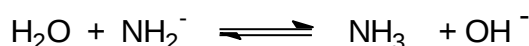
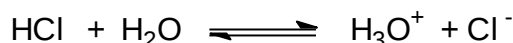
لقد اقتصرنا مناقشتنا للتفاعل السابق حتى الآن على الحمض HA الذي يعطي بروتوناً لجزيئات الماء في التفاعل الجاري ، ولكن هذا التفاعل كما هو واضح هو تفاعل متوازن يتضمن استقبال الشاردة A^- لبروتون من المحلول في التفاعل العكسي ، وهكذا فإن الأساسية يقصد منها تفاعل استقبال البروتون . يدعى كل من الحمض والأساس اللذين يمكن تشكيل كل منهما بدءاً من الآخر بفقدان أو اكتساب بروتون بالزوج المترافق حمض . أساس .



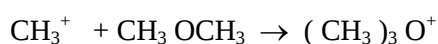
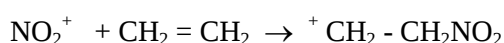
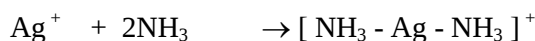
حمض مرافق

أساس مرافق

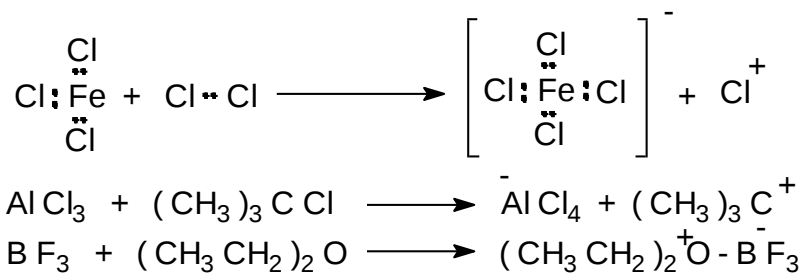
من الطبيعي أنه كلما كان الحمض قوياً كان أساسه المرافق ضعيفاً ، والعكس صحيح .



يبقى هذا المفهوم للحموض والأسس محدوداً لأنه أسير كلمة بروتون ، لذا اقترح لويس تعريفاً جديداً للحموض والأسس ، والحمض وفق هذا التعريف هو أي مركب مستقبل لزوج من الإلكترونات . يعرف التفاعل حمض . أساس وفق مفهوم لويس أنه اشتراك حمض بزوج من الإلكترونات من أساس ما ، مما يؤدي غالباً إلى تشكيل رابطة تساندية بينهما ، وهكذا فإن انتقال البروتون هو حالة خاصة لهذا التفاعل . ساعد هذا المفهوم كثيراً في توسيع مفهوم الحموض والأسس .



تعد بعض المركبات التي تصنف كحموض لويس : ثلاثي كلور الحديد ، وكلور الألمنيوم وثلاثي فلور البور وكلور الزنك ، من المركبات الهامة لأنها تستخدم كحفازات في بعض التفاعلات العضوية .



يمكن التعبير عن قوة الحمض في محلول مائي بثابت الحموضة k_a .



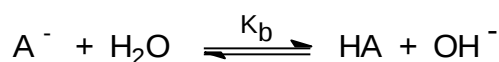
$$k_a = \frac{[\text{H}^{+}][\text{A}^{-}]}{[\text{HA}]}$$

بالتعريف : $\text{pk}_a = -\log k_a$ ، وهكذا كلما كانت قيمة k_a كبيرة كانت قيمة pk_a صغيرة وكان الحمض HA أكثر

حموضة .

تُعرف الأساسية لأساس ما بالطريقة ذاتها ، ولهذا من الممكن التعبير عن قوة الأساس A^{-} بحموضة الحمض

المرافق HA ، حيث أنه كلما كان الأساس ضعيفاً كان الحمض المرافق قوياً والعكس صحيح .



$$k_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^{-}]}{[\text{A}^{-}]}$$

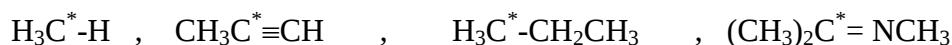
يرتبط ثابت الحموضة k_a بالثابت k_b . كما هو معروف . بثابت تشتت الماء الذي يساوي 10×10^{-14} عند الدرجة

25° س . سوف نستخدم في كتابنا هذا تعبيرَي k_a و pk_a ، عوضاً عن مناقشة pk_b أساس ما سنأخذ قيمة pk_a

الحمض المرافق .

أسئلة وتمارين

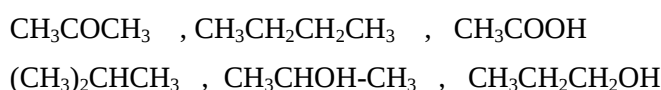
1- ما النمط الهجين المتوقع للذرات المشار إليها بنجمة في كل من الصيغ الآتية:



2- اكتب المتصاوغات الممكنة لكل من الصيغ المجملّة الآتية :

- | | | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------------|--|
| a) C_4H_8 | b) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ | c) $\text{C}_3\text{H}_3\text{F}_3$ | d) $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ |
| e) $\text{C}_3\text{H}_9\text{N}$ | f) $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$ | g) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ | h) $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Br}$ |

3- رتب المركبات التالية وفق تزايد درجة غليانها ، علل ذلك مع الشرح:



4- اذكر مثلاً عن تفاعلات التبادل العضوية ، ومثلاً عن تفاعلات الضم ، واكتب معادلتَي التفاعلين .



مكتبة
A to Z