



وليد محمد السعيطي

وائل غالب الحاسي

## الترابط وخواص الجزيئات

### Bonding And Molecular Properties

منذ بلايين السنين والشمس تحمل للأرض يومياً كميات كبيرة من الطاقة التي تستعملها النباتات الخضراء في تحويل غاز ثاني أكسيد الكربون إلى مواد بنائية وإلى سليلوز في عملية تعرف بعملية البناء الضوئي **photosynthesis** والتي ينتج عنها غاز الأوكسجين وتجمع عدد لا حصر له من ذرات الكربون في النباتات حيث يتغذى عليها الحيوان فيصبح الكربون المصدر الحيوي لوجودها ، كذلك تستعمل الأوكسجين في عملية التنفس لذا أطلق على الكربون اسم " عنصر الحضارة " لأنه العنصر الأساسي للحياة على الأرض .

بناءً على ما تقدم أصبح للكربون مكانة خاصة في علم الكيمياء حيث تهتم الكيمياء العضوية بدراسة المركبات التي تحتوي على عنصر الكربون ، وتهتم الكيمياء الحيوية بدراسة المواد الكيميائية والعمليات الحيوية ( عمليات الحياة ) على الأرض والمعتمدة على عنصر الكربون .

تعتبر الكيمياء العضوية مادة الحياة على الأرض فهي المكون الأساسي للبروتينات والدهون والفيتامينات والكربوهيدرات والهرمونات والسليلوز والمضادات الحيوية والأنزيمات والفحم الحجري والنفط ومشتقاته ولقد ميز الكيميائي السويدي بيرج مان Torbern Bergman سنة 1770م بين المواد غير العضوية التي على هيئة صخور أو تربة وبين المركبات العضوية التي تكونت خلال نشأة الأرض والحيوانات ولقد تم التعرف على المركبات العضوية أول مرة في الخلية الحية سنة 1808م عن طريق الكيميائي السويدي برزيليوس J.J.Berzelius ، وسميت بالعضوية نسبة للمصدر القديم للمركبات العضوية وهو أنسجة

#### الكائنات الحية Organisms

عرفت الكيمياء العضوية حديثاً على أنها كيمياء مركبات الكربون وأن أهم ما تقدمه هو تحديد التركيب البنائي وكيفية اصطناع المركبات العضوية ودراسة ميكانيكية التفاعل .

**نظرية القوة الحيوية Vital force theory** : ظهرت هذه النظرية بناءً على الاعتقاد السائد قديماً بأن المصدر الوحيد للمركبات العضوية هو الكائن الحي ولا يمكن تصنيعها في المعمل وتنص على **إن هناك قوة حيوية داخل أنسجة الكائنات الحية تعمل على تخليق المركبات العضوية داخلها .**

لقد تم هدم هذه النظرية والتخلي عنها عندما تمكن العالم الألماني فوهلر Friedrich Wohler سنة 1828م من تحضير مادة اليوريا Urea (ص<sup>254</sup>-) - وهي إحدى مكونات البول - بتسخين مادة غير عضوية هي

سيانات الأمونيوم Ammonium Cyanate



بعد تحضير اليوريا تمكن العلماء من تحضير العديد من المركبات العضوية في المعمل حيث تمكن العالم هيرمان كولبي Herman Kolbe من تحضير حمض الخليك وكذلك استطاع العالم مارسيلين بيرثيلو Marcelin Berthelot تحضير غازي الميثان والأستلين ثم أدرك الكيميائيون بعد ذلك إمكانية تحضير المواد العضوية في المعمل وبالتالي فقدت نظرية القوة الحيوية أهميتها .

مقارنة المركبات العضوية بالمركبات غير العضوية : يوضح الجدول التالي أهم الصفات التي ميزت المركبات العضوية عن المركبات غير العضوية

<u>المركبات غير العضوية</u>	<u>المركبات العضوية</u>	
- مرتفعة لمعظمها .	- منخفضة لمعظمها .	- درجة الانصهار
- غير قابلة للاشتعال .	- قابلة للاشتعال .	- الاشتعال
- القليل منها له رائحة .	- لمعظمها رائحة مميزة .	- الرائحة
- قابلة للتأين (روابط أيونية) .	- لا تتأين (روابط تساهمية) .	- التأين
- سريعة .	- بطيئة .	- سرعة التفاعل
- عادة يتكون ناتج واحد .	- ينتج خليط من النواتج غالبا .	- نواتج التفاعلات
- غير قابلة للبلمرية .	- لها المقدرة على البلمرية .	- البلمرية (ص <sup>110</sup> -)
- لا توجد فيها هذه الخاصية .	- تتميز بخاصية التشكل .	- التشكل (ص <sup>47</sup> -)
- جيدة التوصيل للكهرباء .	- ضعيفة أو لا توصل .	- توصيل الكهرباء

**النظرية الذرية Atomic theory** : كان مفهوم الذرة قبل سنة 1800م أمر يعتمد على التخمين حتى سنة 1808م عندما قام العالم جون دالتون John Dalton بوضع تفسير مختلف عن القوانين الكيميائية المعروفة سميت بالنظرية الذرية يتلخص في ما يلي :-

1. يسمى أصغر جزء في العنصر المفرد بالذرة Atom وهي تحمل بعض خواص العنصر الكيميائية ويعرف العنصر Element على أنه الوحدة البنائية الأساسية لجميع المواد الحية وغير الحية .
2. اختلاف ذرات العناصر يؤدي إلى اختلاف خواصها .
3. عند اتحاد الذرات لتكوين الجزيئات فإنها تتحد بنسب وزنيه بسيطة مثل 1:1 , 2:1 , 3:1 , 3:2
4. في التفاعلات الكيميائية التي تتجمع فيها الذرات لتكوين المركبات أو التي تتفكك فيها المركبات لا يحدث أي تغيير في طبيعة الذرات .

**التركيب الذري Atomic structure** : تحتوي الذرة على عدة دقائق أولية Particles تبلغ 30 تقريبا من الدقائق التي تم اكتشافها أو افتراض وجودها ومن أهم هذه الدقائق البروتونات Protons والنيوترونات Neutrons والإلكترونات Electrons

**النواة Nucleus** : تقع في مركز الذرة وتحتوي على البروتونات p (موجبة الشحنة) والنيوترونات n (متعادلة الشحنة) وتمثل النواة كل كتلة الذرة تقريبا في حين تمثل جزء بسيط من حجم الذرة ويدور حول النواة الإلكترونات e (سالبة الشحنة) في مستويات ثابتة بسبب تساوي قوة الطرد المركزي مع قوة التجاذب بين النواة والإلكترونات .

**العدد الذري Atomic number (Z)** : هو عدد البروتونات في النواة ويساوي عدد الإلكترونات التي تدور حولها ويكتب أسفل رمز العنصر  $Z = p = e$

**الوزن الذري Atomic weight (A)** : هو مجموع عدد البروتونات والنيوترونات في النواة ويساوي تقريبا رقم الكتلة Mass number الذي يكتب أعلى رمز العنصر  $A = p + n$

**1-1 ما هو عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في الذرات التالية :**  $^{16}_8\text{O}$  ,  $^{12}_6\text{C}$  ,  $^{19}_9\text{F}$  ؟

ذرة الأكسجين : العدد الذري = عدد الإلكترونات = عدد البروتونات = 8

عدد النيوترونات = الوزن الذري - عدد البروتونات = 8 - 16 = 8 بروتون .

ذرة الكربون : عدد النيوترونات =  $12 - 6 = 6$  نيوترون .  
 ذرة الفلور : عدد النيوترونات =  $19 - 9 = 10$  نيوترون .

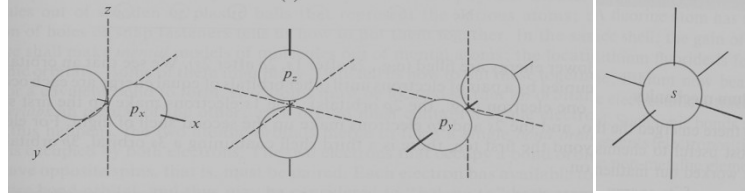
**ميكانيكا الكم Quantum mechanics** : ظهرت هذه النظرية سنة 1926م في مجال الذرات والجزيئات حيث عرفت باسم " الميكانيكا الموجية Wave mechanics " للعالم شروينجر Schrodinger وعرفت أيضا باسم " ميكانيكا الكم للعالم هينزبرج W. Heisenberg " وهي عبارة عن علم رياضي بصورة رئيسية إلا أن كثير من نتائجها أساسية لفهم الروابط في الجزيئات وخواص الارتباط التساهمي بين الذرات .  
 تصف ميكانيكا الكم حركة الإلكترون باستخدام تعابير تدل على طبيعة الموجة اعتمادا على ما قدمه العالم ديبروجلي Louis De Broglie سنة 1923م بأن للإلكترون طبيعة الدقائق والأمواج حيث وضع تعبيراً رياضياً للطاقة الكلية لذرة الهيدروجين فأستنتج معادلة موجية أدى حلها إلى عدة حلول سميت دوال موجية وتمثل كل قيمة للدالة الموجية حالة مختلفة للإلكترون وهي عبارة عن مستوى فرعي يمكن أن يحتله إلكترون أو إلكترونين ولقد أمكن من المعادلة الموجية حساب الطاقة الخاصة لكل حالة إلكترونية ومعرفة احتمال وجود إلكترون في نطاق معين من مستوى فرعي .

**الأفلاك الذرية Atomic orbital's** : إن مربع الدالة الموجية يمكن أن يعطي معنى فيزيائي دقيق يعبر عن احتمال وجود الإلكترون في موقع معين من الفراغ بحيث كلما كانت قيمة مربع الدالة الموجية كبيرا في وحدة الحجم من الفراغ كان احتمال وجود الإلكترون في ذلك الحجم كبيرا وتكون الكثافة الإلكترونية عالية ولقد ساهمت الأفلاك الذرية في توضيح كيفية اتحاد الذرات لتكوين الجزيئات .

**أشكال الأفلاك Orbital's shapes** : الفلك الذري هو منطقة من الفراغ حول النواة التي يكون فيها احتمال وجود الإلكترون أكبر ما يمكن وتسمى بالسحابة الإلكترونية Electron cloud  
 تقسم الأغلفة الرئيسية إلى أفلاك فرعية تساوي رقم الغلاف الرئيسي ويعبر عنها بالرموز ( s , p , d , f )  
 وتدلل هذه الأفلاك الفرعية لأغلفة الطاقة على أشكال المسارات التي تتبعها الإلكترونات أثناء دورانها حول النواة .

**طاقة الإلكترونات Energy of electrons** : للإلكترونات طاقة معينة يمكن الدلالة عليها بما يلي :-  
 1. مستوى الطاقة الرئيسي [ رقم الكم ] وهو مستوى يتعلق بحجم المنطقة التي يشغلها الإلكترون .

2. مستوى الطاقة الفرعي يتعلق بشكل الفلك .
3. إن كل فلك له عدد من الأفلاك الفرعية sub orbital متساوية في الطاقة تقريبا وتختلف في أوضاعها في الفراغ ماعدا الفلك s الكروي الشكل .
4. للإلكترونات حركة مغزلية نتيجة لدورانها حول نفسها والشكل التالي يوضح أشكال الفلكين s , p , حيث تكون أفلاك s كروية الشكل وأفلاك p على شكل كرتان توشكان على التلامس .

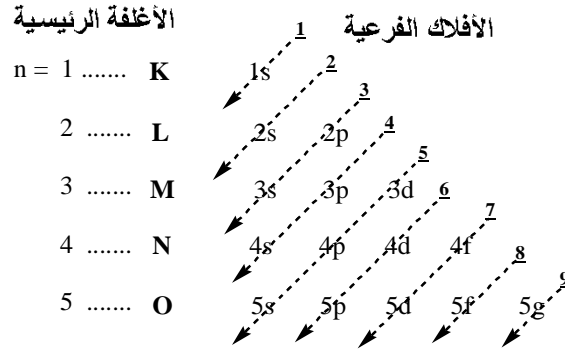


نوع الفلك الفرعي	s	p	d	f
أقصى عدد للإلكترونات يحتويه	2	6	10	14
عدد الأفلاك الفرعية	1	3	5	7

5. في الفلك p لا توجد فرصة لوجود الإلكترون في منطقة النواة وتسمى هنا النواة " بمنطقة فراغ "
6. كلما أبتعد الإلكترون عن النواة كلما ازدادت طاقته .
7. لا يتسع الفلك s وكذلك كل فلك فرعي لأكثر من إلكترونين .

**التوزيع الإلكتروني Electron configuration :** إن التوزيع الإلكتروني للعناصر يعطينا انطباع على طبيعة العنصر وتكافؤه ونوع الروابط التي يمكن أن يكونها ويتم توزيع الإلكترونات حول النواة في الأفلاك الفرعية وفقا للمبادئ التالية :-

**مبدأ أوف باو Aufbau principle :** يعرف بمبدأ البناء التصاعدي Building up حيث يتم توزيع الإلكترونات في الأفلاك على حسب التسلسل في الطاقة أي الأقل فالأعلى وهكذا ويتم ذلك بتتبع الأسهم في الشكل التالي :-



مبدأ باولي للاستثناء Pauli exclusion principle : إن كل فلك يحتوي على إلكترونين يدوران حول النواة ويدوران حول نفسيهما في اتجاهين متضادين وذلك للتغلب على قوة التنافر بينهما ويمثل كل واحد منهم بسهم عكس الآخر ↓↑

قاعدة هوند Hund's rule : يشترط التوزيع الفردي للإلكترونات في الأفلاك الفرعية أولاً ثم التوزيع المزدوج و تنص على إن التوزيع الإلكتروني الأكثر استقراراً في الأفلاك الفرعية هو ذلك التوزيع الذي تكون فيه الإلكترونات متواجدة بشكل مفرد أكبر ما يمكن .

2-1 ما هو التوزيع الإلكتروني للعناصر التالية في الأغلفة الرئيسية والفرعية موضحاً الإلكترونات في غلاف التكافؤ ؟  ${}^6\text{C}$  ,  ${}^7\text{N}$  ,  ${}^8\text{O}$  ,  ${}^9\text{F}$

ذرة العنصر	التوزيع الإلكتروني في الأغلفة الفرعية	غلاف التكافؤ	أفلاك التكافؤ
${}^6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
${}^7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$
${}^9\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$



## ملاحظة

- عند التوزيع الإلكتروني يتم توزيع العدد الذري وليس الوزن الذري .
- إلكترونات التكافؤ *valence electrons* : هي الإلكترونات الموجودة في الغلاف الأخير *Outer-Shell* ( غلاف التكافؤ *the valence shell* ) حيث تساهم بها الذرات مع بعضها أو تنتقل من ذرة لأخرى لتكوين الجزيئات .

**الروابط الكيميائية** Chemical bonds : هي القوة التي تربط الذرات لتكوين جزيئات أقل طاقة وأكثر استقرارا .

**الرابطة الأيونية** Ionic bond : ينتج الترابط الأيوني بسبب الانتقال الكامل للإلكترون أو أكثر بين ذرتين مختلفتين في الكهروسالبية بمقدار 2 فما فوق حيث يكون لإحدى الذرتين جذب قوي للإلكترونات والأخرى جذب ضعيف للإلكترونات .

**الكهروسالبية** Electronegativity : هي قدرة النواة على جذب إلكترونات التكافؤ - إلكترونات الرابطة - نحوها حيث تزداد في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين نتيجة لزيادة عدد الإلكترونات وثبات غلاف التكافؤ وتتناقص في المجموعة الواحدة من أعلى إلى أسفل بسبب كبر حجم الذرة .  
تميل الفلزات - تحتوي على أقل من 4 إلكترونات في غلاف التكافؤ - إلى فقد إلكترونات التكافؤ بسبب كهروسالبيتها المنخفضة بينما تميل اللافلزات - تحتوي على أكثر من 4 إلكترونات في غلاف التكافؤ - لاكتساب الإلكترونات بسبب كهروسالبيتها العالية وبالتالي تنشأ الرابطة الأيونية بين فلز ولا فلز ليصل كل منهما للتركيب الإلكتروني لأقرب غاز الخامل ( نبيل )  $ns^2np^6$  وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية .

تعرف **الرابطة الأيونية** على أنها عبارة عن تجاذب إلكتروستاتيكي Electrostatic attraction بين أيون موجب الشحنة وأيون سالب الشحنة .

الجدول التالي يوضح قيم الكهروسالبية لبعض العناصر الشائعة في الكيمياء العضوية

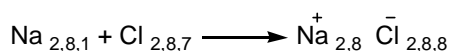
H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.6	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca					Br
0.8	1.0					2.8
						I
						2.5

1-3 وضح كيفية تكوين الرابطة وصيغة الجزيء الناتج من اتحاد ذرات العناصر التالية ؟

#### 1 - الصوديوم مع الكلور

نحدد نوع العنصر وتكافؤه من خلال التوزيع الإلكتروني

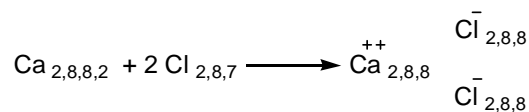
$_{11}\text{Na} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  فلز / أحادي التكافؤ / يفقد إلكترون واحد ويصبح أيون موجب Cation  
 $_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  لا فلز / أحادي التكافؤ / يكتسب إلكترون ويصبح أيون سالب Anion  
 الفارق في الكهروسالبية =  $3.0 - 0.9 = 2.1$  ∴ الرابطة أيونية .



صيغة الجزيء هي NaCl

#### 2 - الكالسيوم مع الكلور

$_{20}\text{Ca} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  فلز / ثنائي التكافؤ / يفقد إلكترونين ويصبح أيون موجب .  
 فارق الكهروسالبية =  $3.0 - 1.0 = 2.0$  ∴ الرابطة أيونية .



صيغة الجزيء هي  $\text{CaCl}_2$

ملاحظة

- تكافؤ العنصر هو عبارة عن عدد الإلكترونات التي يفقدها أو يكتسبها العنصر ليصل إلى قاعدة الثمانية *Octet rule* ( $ns^2np^6$ )
- عند إيجاد صيغة الجزيء في المركبات الأيونية نعكس تكافؤ العناصر فعلى سبيل المثال الكالسيوم ثنائي التكافؤ والكلور أحادي التكافؤ يكتب رقم 2 بجوار رمز الكلور ورقم 1 عند رمز الكالسيوم (رقم 1 لا يكتب) .

الرابطية التساهمية Covalent bond : هي رابطة تنشأ عن طريق مشاركة الذرات بالإلكترونات التكافؤ للوصول إلى قاعدة الثمانية وتصنف على حسب ما يلي :-

أ - تصنيف يعتمد على رتبة الرابطة وينقسم إلى ثلاثة أنواع هي :

1. الرابطة الأحادية Single bond : فيها تساهم الذرات المشاركة في تكوينها بإلكترون واحد من كل ذرة مما ينتج عنه زوج مشترك من الإلكترونات لكل ذرة وتسمى رابطة سيجما  $\sigma$  ويرمز لها بالرمز  $\sigma$

2. الرابطة الزوجية Double bond : تساهم كل ذرة مشتركة في تكوينها بإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الإلكترونات وتتكون من رابطة  $\sigma$  ورابطة تسمى بأي  $\pi$  ويرمز لها بالرمز  $\pi$

3. الرابطة الثلاثية Triple bond : تساهم كل ذرة بثلاثة إلكترونات فينتج ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتتكون من رابطة  $\sigma$  ورابطتين  $\pi$

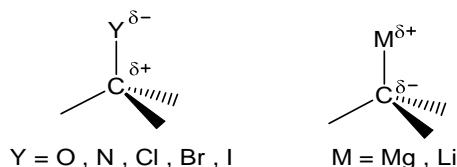
ب - تصنيف يعتمد على قطبية الرابطة وينقسم إلى نوعين هما :

1. رابطة تساهمية نقية Pure covalent bond : هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين متشابهتين أو متقاربتين جدا في قيم الكهروسالبية فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين .

2. **رابطة تساهمية قطبية Polar covalent bond** : هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين مختلفتين في قيم الكهروسالبية بمقدار أقل من 2 حيث تستقطب الذرة الأعلى كهروسالبية إلكترونات الرابطة نحوها فتحمل شحنة سالبة جزئياً  $\delta^-$  partial negative والذرة الأقل كهروسالبية تحمل شحنة موجبة جزئياً  $\delta^+$  partial positive

### ملاحظة

- في الرابطة التساهمية يصبح زوج الإلكترونات المشترك جزء من الغلاف الخارجي للذرتين .
- الرابطة التساهمية هي السائدة في المركبات العضوية نظراً لتقارب كهروسالبية الكربون مع الهيدروجين والهالوجينات والأكسجين والنيتروجين .
- **الصفة الأيونية Ionic character** : تزداد الصفة الأيونية كلما ازدادت قطبية الرابطة وبناءً عليه تكون الرابطة الأيونية أكثر قطبية من الرابطة التساهمية القطبية والأخيرة أكثر قطبية من الرابطة التساهمية النقية .



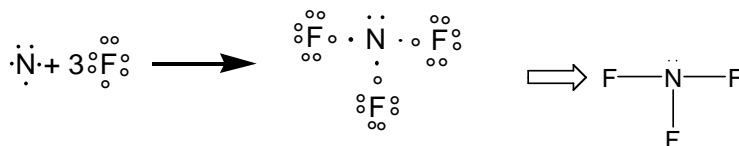
4-1 وضح كيفية تكوين الرابطة وصيغة الجزيء الناتج بين ذرات العناصر التالية ؟

### 1 - النيتروجين والفلور

${}_{7}\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$  : لا فلز / ثلاثي التكافؤ .

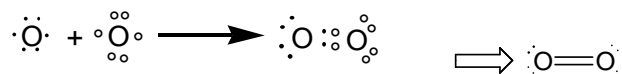
${}_{9}\text{F} : 1s^2 2s^2 2p^5$  : لا فلز / أحادي التكافؤ .

الفارق في الكهروسالبية =  $4 - 3 = 1$  : الرابطة تساهمية



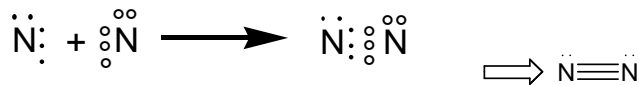
وصيغة الجزيء هي  $\text{NF}_3$

2- جزئ الأكسجين : الفارق في الكهروسالبية هو صفر .∴ الرابطة تساهمية نقية .



وتكون صيغة الجزئ هي O<sub>2</sub>

3- جزئ النيتروجين



وتكون صيغة الجزئ هي N<sub>2</sub>

**النظرية التركيبية Structural theory :** لقد وضع هذه النظرية كل من كيكول Kekule وكوبر Couper وبتليروف Butleroff حيث اعتبرت أهم الأسس النظرية لفهم الكيمياء العضوية الحديثة واعتمدت على قاعدتين أساسيتين هما :-

1. إن ذرات العناصر تنشئ عدد محدد من الروابط التساهمية مساو لتكافؤها .
  2. تكون ذرة الكربون روابط أحادية أو متعددة لترتبط مع ذرات كربون أو ذرات عناصر أخرى .
- الجدول التالي يوضح عدد الروابط التي تستخدمها بعض ذرات العناصر :

العنصر :	C	N	O , S	H	F , Cl , Br , I
عدد الروابط التي يكونها :	4	3	2	1	1

## الصيغ الكيميائية Chemical formulas

**الصيغ البنائية Structural formulas** : تعرف الصيغ البنائية على أنها صيغ تبين موضع ونوع الارتباط بين ذرات العناصر الداخلة في تركيب الجزيء ويعبر عنها بعدة طرق :-

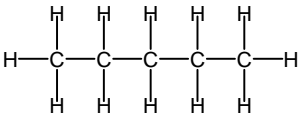
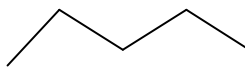
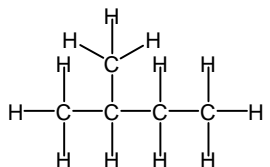
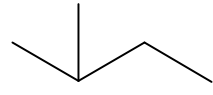
1 - **الصيغة الخطية Line formula** : تعرف بتراكيب كيكول Kekule structures ويعبر عنها بخطوط بين ذرات العناصر في الجزيء بحيث يمثل كل خط إلكترونين مشاركين في تكوين الرابطة .

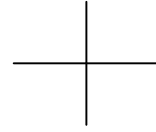
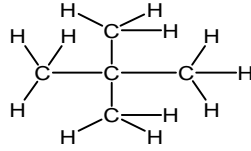
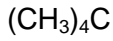
2 - **الصيغة المكثفة Condensed formula** : تعتبر هذه الصيغة أكثر الصيغ شيوعا حيث تجمع الذرات المتشابهة مع بعضها وتكتب متجاورة بدون خطوط ماعدا الروابط المتضاعفة .

3 - **الصيغة الهيكلية Skeletal formula** : تتميز هذه الطريقة بسرعتها حيث يعبر عنها بالهيكل الكربوني على صورة خطوط لا تظهر فيها ذرات الكربون والهيدروجين بينما تكتب الذرات الأخرى إن وجدت وعند وجود روابط متضاعفة تكتب كخطوط توازي الخط الذي يمثل الهيكل الكربوني وتعتمد على نظام الزوايا لمعرفة عدد ذرات الكربون في الجزيء حيث تمثل كل نقطة التقاء خطين ذرة كربون وتستخدم بكثرة في تمثيل المركبات الحلقية .

1-5 المركبات التالية كتبت بالصيغة المكثفة أعد كتابتها بالصيغة الهيكلية والصيغة الخطية ؟



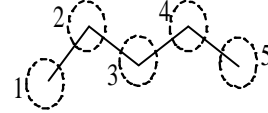
<u>المركب</u>	<u>الصيغة الخطية</u>	<u>الصيغة الهيكلية</u>
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$		
$(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3$		



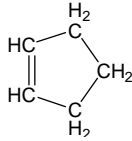
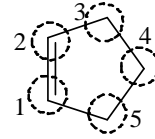
6-1 اكتب الصيغ المكثفة للمركبات التالية من الصيغ الهيكلية ؟

لتغيير صيغة المركبات من هيكلية إلى مكثفة يجب معرفة عدد ذرات الكربون المرتبطة والتي تمثل بداية ونهاية كل خط Line segment ويحسب عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة بكل ذرة كربون من خلال طرح عدد الروابط المتصلة بذرة الكربون في الصيغة الهيكلية من تكافؤ الكربون (4) وذلك كما يلي :-

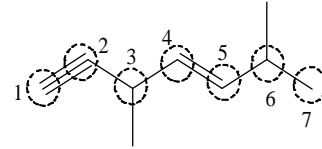
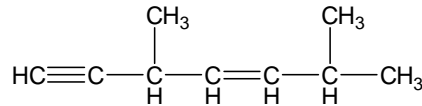
يحتوي هذا المركب على 5 ذرات كربون ولمعرفة عدد ذرات الهيدروجين المرتبط بالذرة  $C1 = 4 - 3 = 1$  وبالمثل الذرة رقم 5 عدد H المرتبط بالذرة  $C2 = 4 - 2 = 2$  وبالمثل الذرات 3 و 4 فتكون الصيغة المكثفة  $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$



عدد ذرات H المرتبطة بـ  $C1 = 4 - 3 = 1$  وبالمثل  $C2$  عدد ذرات H المرتبط بـ  $C3 = 4 - 2 = 2$  وبالمثل  $C5$  ,  $C4$  فتكون الصيغة المكثفة

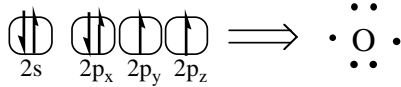
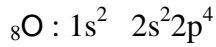
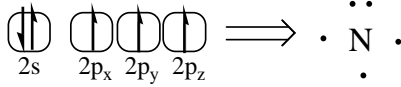
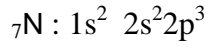


عدد H المرتبط بـ  $C1 = 4 - 3 = 1$  وبالمثل  $C5$ ,  $C6$ ,  $C3$  ,  $C4$  ويرتبط بـ  $C6$  ,  $C3$  كربون  $CH_3$  وعدد H المرتبط بـ  $C2 = 4 - 4 = 0$  فتكون الصيغة المكثفة

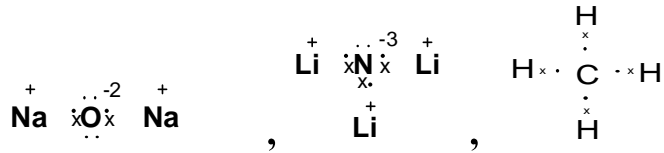


4 - الصيغة النقطية Electron-dot formula : تعرف بتراكيب لويس Lewis structures نسبة للعالم Gilbert N. Lewis حيث تظهر هذه الصيغة إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط حول رمز العنصر .

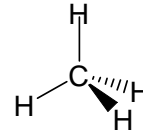
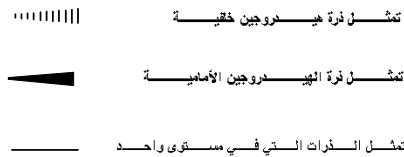
7-1 ارسم تراكيب لويس لذرات العناصر التالية :  ${}^7\text{N}$  ,  ${}^8\text{O}$  ؟



8-1 ارسم تراكيب لويس للمركبات التالية :  $\text{Na}_2\text{O}$  ,  $\text{Li}_3\text{N}$  ,  $\text{CH}_4$  ؟



5 - الصيغة الفراغية Three dimension formula تتميز هذه الصيغة بإظهار الجزئ في الأبعاد الثلاثة وتستخدم بكثرة في الكيمياء الحيوية فمثلا تركيب جزئ الميثان الفراغي يكون كالتالي :-





**الصيغة الأولية ( الوضعية ) Empirical formula** : هي صيغة تبين نوع العناصر الداخلة في تركيب الجزيء من خلال إظهار أبسط نسبة لعدد ذرات العناصر فيه .

**الصيغة الجزيئية Molecular formula** : يطلق عليها القانون الحقيقي لأنها تدل على عدد ونوع ذرات العناصر الداخلة في تكوين الجزيء الواحد ولكنها لا تعطي كيفية ارتباط وتوزيع الذرات بالنسبة لبعضها فكثير من الجزيئات تشترك في الصيغة الأولية وتختلف في الصيغة الجزيئية مثل المركبات Cyclopentane و Cyclohexane و Ethylene جميعها تملك الصيغة الأولية  $CH_2$  وقد تتساوى الصيغة الأولية والجزيئية في بعض المركبات خصوصا في المركبات الأيونية مثل  $MgCl_2$  ,  $KI$  ,  $AgCl$

#### خطوات تعيين الصيغة الأولية :

1. تحليل نوعي Qualitative analysis ( معرفة أنواع العناصر المكونة لجزيء ) .
2. تحليل كمي Quantitative analysis ( معرفة النسب الوزنية للعناصر المكونة لجزيء ) .
3. عدد المولات = وزن العنصر / الوزن الذري .
4. نوجد أبسط نسبة عددية لعدد المولات بقسمة الأعداد على أصغر عدد .

#### خطوات تعيين الصيغة الجزيئية :

1. تحليل نوعي ثم تحليل كمي .
2. وزن العنصر = النسبة المئوية للعنصر x الوزن الجزيئي .
3. عدد الذرات في الجزيء = وزن العنصر / الوزن الذري للعنصر .

#### طريقة أخرى :

1. نوجد الصيغة الأولية .
2. عدد مرات التضاعف = الوزن الجزيئي / مجموع أوزان ذرات الصيغة الأولية .
3. الصيغة الجزيئية = عدد مرات التضاعف x الصيغة الأولية .

9-1 عند تحليل عينة من البنزين وجد أنه يحتوي على 92.26% من وزنه كربون والباقي هيدروجين

أوجد الصيغة الأولية والجزيئية له علما بأن الوزن الجزيئي للبنزين هو 78 ؟

$$\text{وزن الهيدروجين} = 100 - 92.26 = 7.74$$

الكربون

الهيدروجين

$$\frac{92.26 \times 78}{100} = 71.91 \quad \frac{7.74 \times 78}{100} = 6.04$$

$$\frac{71.91}{12} = 5.99 \quad \frac{6.04}{1.008} = 5.99$$

∴ الصيغة الجزيئية هي  $C_6H_6$  وباختصار هذه الصيغة تنتج الصيغة الأولية وهي CH  
10-1 عند تحليل عينة من فيتامين C وجد أنها تحتوي على أكسجين وهيدروجين وكربون والنسبة  
 المئوية لكتل العناصر هي 54.4 و 4.58 و 40.9 على الترتيب أوجد الصيغة الأولية للفيتامين ؟ وإذا  
 علمت أن الوزن الجزيئي له هو 176 فأوجد الصيغة الجزيئية ؟ ( C=12.01 , H=1.01 , O=16 )

$$\text{moles C} = 40.9 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{12.01 \cancel{\text{g}}} = 3.41 \text{ mol}$$

$$\text{moles H} = 4.58 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{1.01 \cancel{\text{g}}} = 4.53 \text{ mol}$$

$$\text{moles O} = 54.4 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{16.0 \cancel{\text{g}}} = 3.41 \text{ mol}$$

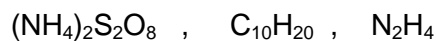
$$\frac{3.41}{3.41} = 1 \quad \frac{4.53}{3.41} = 1.33 \quad \frac{3.41}{3.41} = 1$$

وبالضرب في 3 نحصل على الصيغة الأولية :  $C_3H_4O_3$   
 ولحساب الصيغة الجزيئية نقسم الوزن الجزيئي على مجموع أوزان ذرات الصيغة الأولية .

$$\frac{176}{88} = 2$$

وبضرب عدد ذرات الصيغة الأولية في 2 تكون الصيغة الجزيئية هي :  $C_6H_8O_6$

11-1 استخراج الصيغ الأولية من الصيغ الجزيئية التالية ؟



<u>الصيغة الجزيئية</u>	<u>الصيغة الأولية</u>
$(NH_4)_2S_2O_8$	$NH_4SO_4$
$C_{10}H_{20}$	$CH_2$
$N_2H_4$	$NH_2$

12-1 مركب غير عضوي يحتوي على 60% من وزنه أكسجين والباقي كبريت . أوجد الصيغة الأولية وكذلك الجزيئية للمركب ؟

S	O
$\frac{40}{32}$	$\frac{60}{16}$
1.25	3.75
$\frac{1.25}{1.25}$	$\frac{3.75}{1.25}$
1	3

إذا الصيغة الأولية هي  $SO_3$  وهي نفسها الصيغة الجزيئية .

### تصنيف المركبات العضوية Classification of organic compounds

بعد اضمحلال نظرية القوة الحيوية أصبح بالإمكان تصنيع المركبات العضوية بكثرة مما اضطر إلى ضرورة تصنيفها لتسهيل عملية دراستها حيث أعتمد هذا التصنيف على عدة أسس منها :-

1. تصنيف يعتمد على بناء الهيكل الكربوني للمركبات ( حيث صنفنا إلى مركبات حلقة ومركبات غير حلقة ) .
2. تصنيف يعتمد على بعض الخواص الفيزيائية ( صنفنا إلى مركبات عطرية ومركبات دهنية ) .
3. تصنيف يعتمد على بعض الخواص الكيميائية ( صنفنا إلى مركبات مشبعة وغير مشبعة ) .
4. تصنيف يعتمد على نوع المجموعة الوظيفية في جزئ المركب العضوي ( حيث أعتبر هذا التصنيف الأهم والأكثر فائدة وذلك لتشابه المركبات التي لها نفس المجموعة الوظيفية في الخواص الفيزيائية والكيميائية بالإضافة إلى سهولة تسميتها ) .

### المجموعة الوظيفية Functional group

تعرف على أنها الجزء النشط أو الفعال في جزئ المركب العضوي الذي تتركز فيه معظم تفاعلاته .

الجدول التالي يظهر بعض المجموعات الوظيفية في المركبات العضوية :-

<u>Family name</u>	<u>Function group</u>	<u>Name ending</u>	<u>Simple example</u>
<b>Alkane</b>	$C-C$	<b>-ane</b>	$CH_3-CH_3$
<b>Alkene</b>	$C=C$	<b>-ene</b>	$CH_2=CH_2$
<b>Alkyne</b>	$C\equiv C$	<b>-yne</b>	$HC\equiv CH$
<b>Alcohol</b>	$C-OH$	<b>-ol</b>	$CH_3-OH$
<b>Ether</b>	$C-O-C$	<b>ether</b>	$CH_3-O-CH_3$
<b>Amine</b>	$C-NH_2$	<b>-amine</b>	$CH_3-NH_2$
<b>Aldehyde</b>	$\begin{array}{c} O \\    \\ -C-H \end{array}$	<b>-al</b>	$\begin{array}{c} O \\    \\ CH_3-C-H \end{array}$
<b>Ketone</b>	$\begin{array}{c} O \\    \\ C-C-C \end{array}$	<b>-one</b>	$\begin{array}{c} O \\    \\ CH_3-C-CH_3 \end{array}$
<b>Carboxylic acid</b>	$\begin{array}{c} O \\    \\ -C-OH \end{array}$	<b>-oic acid</b>	$\begin{array}{c} O \\    \\ CH_3-C-OH \end{array}$

## نظرية تنافر الأزواج الإلكترونية VSEPR

### The Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory

هي عبارة عن قاعدة أساسية لفهم تصور زوايا الربط في الجزيئات العضوية ولقد أعطت إمكانية التنبؤ بترتيب الذرات أو المجموعات في الجزيئات وبالتالي وصف الشكل الهندسي لها .

1. الذرة المركزية Central atom : هي تلك الذرة المرتبطة تساهمياً مع ذرتين أو أكثر .
2. كل أزواج إلكترونات التكافؤ في الذرة المركزية التي تشترك في الرابطة التساهمية تسمى بأزواج رابطة Bonding والتي لا تشترك في الرابطة تسمى أزواج غير رابطة nonbonding
3. تتنافر الأزواج الإلكترونية في غلاف التكافؤ أقصى ما يمكن في ما بينها حتى تصل إلى الشكل الهندسي الأكثر استقراراً ( أقل طاقة وأقل تنافر) .
4. التنافر الأكبر يكون بين الأزواج الإلكترونية غير الرابطة lone pair لأنها تكون تحت تأثير نواة واحدة فقط فتأخذ حجم زاوي أكبر من حجم الأزواج الإلكترونية الرابطة bond pair

$$\left[ \begin{array}{ccc} \text{تنافر زوج غير رابطة} & < & \text{تنافر زوج غير رابطة} \\ \text{مع زوج غير رابطة} & < & \text{مع زوج رابطة} \\ \text{تنافر زوج رابطة} & < & \text{مع زوج رابطة} \end{array} \right]$$

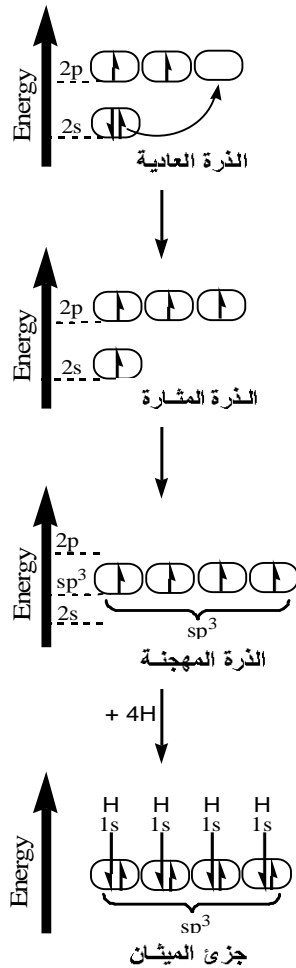
5. تتخذ الروابط الزوجية فراغاً أكبر من الروابط الأحادية .
6. عند وصف الشكل العام لجزئ ما لا بد من حساب كل الأزواج الرابطة وغير الرابطة .
7. عند وصف الشكل الخاص لجزئ ما يتم الرجوع فقط لمواقع الأنوية مع إهمال أزواج الإلكترونات غير الرابطة .
8. تعامل إلكترونات الروابط المتعددة وكأنها وحدة واحدة .

**التهجين Hybridization** : يعطي التهجين تفسيراً لطبيعة الأفلاك الذرية وكيفية اتحادها لتكوين الأفلاك الجزيئية وهو عبارة عن عملية تداخل بين أفلاك الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة ينتج عنها أفلاك جديدة متساوية في الشكل والطاقة .

**الفلك الجزيئي Molecular orbital** : يصف حيزاً من الفراغ تتحرك فيه الإلكترونات ويشمل نواتين أو أكثر ويتسع لإلكترونين مزدوجين كحد أقصى وتكون طاقة الإلكترون في فلك جزيئي رابط أقل منها في الفلك الذري المستقل وتتم عملية التهجين بعد إثارة الذرة - نتيجة لامتصاص طاقة - حيث ينتقل إلكترون من فلك فرعي أقل في الطاقة إلى فلك فرعي أعلى في الطاقة .

تهجين وبناء جزئ Methane  $\text{CH}_4$

خطوات التهجين :  ${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$  ,  ${}_1\text{H}: 1s^1$



1 - من التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أنها تحتوي على مزدوج إلكتروني في الفلك الفرعي 2s والإلكترونين مفردين في الفلك الفرعي 2p

2 - عند إثارة الذرة ينتقل إلكترون من الفلك الفرعي 2s إلى الفلك الفرعي 2p فتمتلك بذلك ذرة الكربون 4 أفلاك نصف ممتلئة ولكنها غير متماثلة في الشكل والطاقة .

3 - يحدث تهجين بين أفلاك 2s وأفلاك 2p في مستوى طاقة أعلى من مستوى طاقة الفلك 2s وأقل من مستوى طاقة الفلك 2p فتتكون 4 أفلاك متماثلة في الشكل والطاقة .

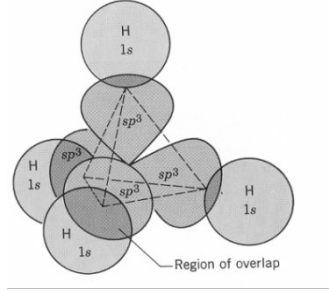
4 - تسمى هذه الأفلاك المهجنة بأفلاك  $sp^3$  لأنها نتجت من تهجين فلك s مع ثلاثة أفلاك p

5 - تتناثر الأفلاك المهجنة في ما بينها حتى تصل زوايا الربط bond angles إلى  $109.5^\circ$

6 - يتم التداخل بين الأفلاك المهجنة وفلك 1s لأربع ذرات هيدروجين فتتكون 4 روابط تساهمية أحادية sigma وبذلك يتكون جزئ الميثان . 22

تعرف الرابطة sigma على أنها رابطة تنشأ من التداخل الأفقي للأفلاك أي تكونت على خط واحد .

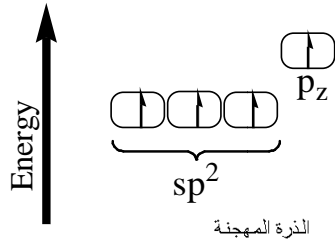
من خلال دراسة تهجين جزئ الميثان نستنتج أن الشكل الهندسي له هو هرم رباعي الأوجه tetrahedral



### ملاحظة

- لا ترتبط ذرات الهيدروجين مع ذرة الكربون المثارة لأن الأفلاك تكون متعامدة بزوايا  $90^\circ$  وكذلك وجود نوعين من الأفلاك المختلفة في الشكل والطاقة (  $p, s$  )

### تهجين وبناء جزئ Ethene $\text{CH}_2=\text{CH}_2$



يتم تهجين فلك  $2s$  مع فلكين من أفلاك  $2p$  في ذرة الكربون المثارة فنتنتج 3 أفلاك متماثلة في الشكل والطاقة ويبقى الفلك  $p_z$  في وضعه الأصلي قبل التهجين وتسمى الأفلاك المهجنة  $sp^2$  لأنها تكونت من تهجين فلك  $s$  وفلكين  $p$  يحدث تنافر بين الأفلاك المهجنة حتى تصل الزوايا بينها إلى  $120^\circ$

التداخل في جزئ الإيثين :-

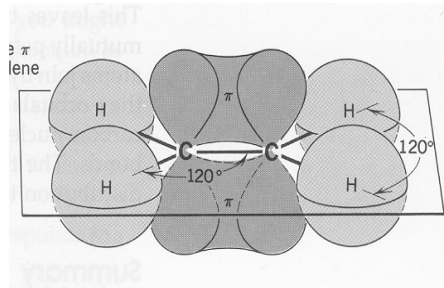
#### أ- تداخل يؤدي إلى تكوين روابط $\sigma$

✓ تداخل أفلاك  $sp^2$  من كل ذرة كربون مع أفلاك  $1s$  من كل ذرة هيدروجين ينتج عنه رابطة  $\text{C-H}$

✓ تداخل بين أفلاك  $sp^2$  من كل ذرة كربون ينتج عنه رابطة  $\text{C-C}$

#### ب- تداخل يؤدي إلى تكوين رابطة $\pi$

يحدث تداخل جانبي بين فلكي  $p_z$  لذرتي الكربون فتتكون رابطة  $\text{C=C}$  الزوجية



الشكل الهندسي لجزئ الإيثين هو مثلث مسطح Planar triangle

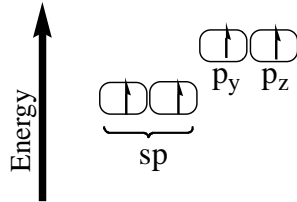
تعرف الرابطة  $\pi$  على أنها تلك الرابطة التي تنشأ من التداخل الجانبي للأفلاك الذرية غير المهجنة أي تكون متوازية .

### ملاحظة

- أن درجة تداخل الأفلاك الإلكترونية في رابطة  $\sigma$  أعلى من درجة التداخل في الرابطة  $\pi$  لهذا فإن الرابطة  $\sigma$  أقوى من الرابطة  $\pi$

### تهجين وبناء جزئ Ethyne $\text{HC}\equiv\text{CH}$

يتم تهجين فلك  $2s$  مع فلك  $2p$  في ذرة الكربون المثارة فينتج فلكين متماثلين في الشكل والطاقة ويبقى فلكي  $p_y$  ,  $p_z$  في وضعهما الأصلي قبل التهجين .



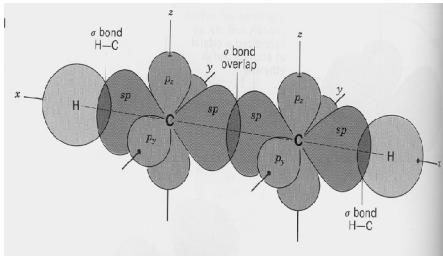
تسمى بالأفلاك المهجنة  $sp$  لأنها تكونت من تهجين فلك  $s$  وفلك  $p$

يحدث تنافر بين الأفلاك المهجنة فتصل الزوايا بينها إلى  $180^\circ$

التداخل في جزئ الإيثاين :-

أ- تداخل يؤدي إلى تكوين روابط  $\sigma$

- ✓ تداخل أفلاك  $sp$  من كل ذرة كربون مع أفلاك  $1s$  من كل ذرة هيدروجين لينتج عنه رابطة  $\text{C-H}$
- ✓ تداخل أفلاك  $sp$  من كل ذرة كربون لينتج عنه رابطة  $\text{C-C}$



الشكل الهندسي Geometry لجزئ الإيثاين هو خطي Linear



ب - تداخل يؤدي إلى تكوين رابطة  $\pi$

يحدث تداخل جانبي بين فلكي  $p_z, p_y$  من كل ذرة كربون فتتكون الرابطة  $C \equiv C$  الثلاثية .

مقارنة أطوال الروابط في جزيئات كل من الميثان والإيثان والإيثين والإيثاين : إن طول الرابطة هو عبارة عن الحيز بين الذرات في الرابطة التساهمية ويعبر عنه في أغلب الأحيان بالأنجستروم angstroms ويساوي  $10^{-10}$  متر .

<u>molecule</u>	<u>bond</u>	<u>bond length (Å°)</u>
methane	$C_{sp^3}-H_{1s}$	1.10
ethane	$C_{sp^3}-C_{sp^3}$	1.54
	$C_{sp^3}-H_{1s}$	1.10
ethene	$C_{sp^2}-C_{sp^2}$	1.33
	$C_{sp^2}-H_{1s}$	1.076
ethyne	$C_{sp}-C_{sp}$	1.20
	$C_{sp}-H_{1s}$	1.06

من القيم المدرجة في الجدول نجد أن :-

1. الرابطة C-C الأحادية أطول من الرابطة C=C الزوجية والرابطة الزوجية أطول من الرابطة  $C \equiv C$  الثلاثية بسبب الكثافة الإلكترونية بين نواتي الكربون والتي تزداد بزيادة رتبة الرابطة .

2. تتناقص الرابطة C-H في الطول مع زيادة رتبة الرابطة C-C وذلك بسبب ارتفاع نسبة طبيعة الفلك s في تهجين  $sp$  (50%) عن تهجين  $sp^2$  (33%) وعن تهجين  $sp^3$  (25%) حيث تميل إلكترونات فلك s للقرب من النواة .

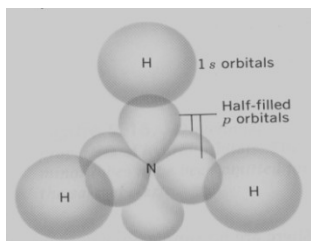
مقارنة أطوال روابط C-C الأحادية وتأثرها بالتهجين

<u>molecule</u>	<u>hybrid orbital</u>	<u>bond length (A°)</u>
CH <sub>3</sub> —CH <sub>3</sub>	sp <sup>3</sup> -sp <sup>3</sup>	1.54
CH <sub>2</sub> =CH—CH <sub>3</sub>	sp <sup>2</sup> -sp <sup>3</sup>	1.50
CH <sub>2</sub> =CH—CH=CH <sub>2</sub>	sp <sup>2</sup> -sp <sup>2</sup>	1.47
CH≡C—CH <sub>3</sub>	sp-sp <sup>3</sup>	1.46
CH≡C—CH=CH <sub>2</sub>	sp-sp <sup>2</sup>	1.43
CH≡C—C≡CH	sp-sp	1.37

نلاحظ من الجدول التناقض المنتظم في طول الرابطة C-C الأحادية نتيجة ارتفاع نسبة طبيعة الفلك s الحمضية Acidity : تعرف حمضية الجزيء على أنها مقدرة على منح البروتون H<sup>+</sup> وبمقارنة الجزيئات التالية : HC≡CH > H<sub>2</sub>C=CH<sub>2</sub> > CH<sub>3</sub>-CH<sub>3</sub> نجد أن هيدروجين الإيثانين هو الأكثر حمضية من الإيثين والإيثان لأن أفلاك sp تكون أكثر كهروسالبية من أفلاك sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup> بسبب قرب إلكترونات sp من النواة فتكون ذرة الكربون المهجنة بأفلاك sp أكثر قدرة على استيعاب زوج الإلكترونات في الأنيون الناتج عن فقد البروتون HC≡C<sup>-</sup> تتأثر قيم الكهروسالبية لذرات العناصر بالتهجين بسبب انخفاض الطاقة الذي يؤدي إلى زيادة جذب إلكترونات s والقيم التالية توضح أثر تغير التهجين على قيمة الكهروسالبية لذرة الكربون بمقياس Pauling

نوع التهجين :	C <sub>sp3</sub>	C <sub>sp2</sub>	C <sub>sp</sub>
قيمة الكهروسالبية :	2.48	2.66	2.99

تهجين وتركيب جزيء Ammonia NH<sub>3</sub>



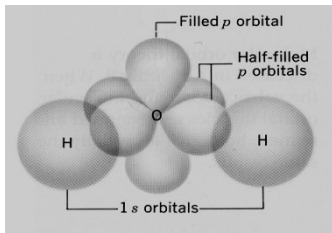
يحدث تهجين بين فلك 2s وأفلاك 2p لتكوين 4 أفلاك مهجنة من نوع sp<sup>3</sup> ثلاثة منها نصف ممتلئة ترتبط مع أفلاك 1s لثلاث ذرات هيدروجين ويبقى فلك ممتلئ غير رابط على ذرة النيتروجين وتكون الزوايا بين أفلاك الأمونيا المهجنة 107° تقريباً .

الشكل الهندسي لجزئ الأمونيا هو هرم رباعي الأوجه حيث يشغل زوج الإلكترونات غير الرابط رأس الهرم الرباعي أي يكون له نفس شكل جزئ الميثان .

لوصف الشكل الخاص لجزئ الأمونيا يهمل زوج الإلكترونات غير الرابط فيكون شكل الجزئ هو مثلث

هرمي Trigonal pyramidal

### تهجين وتركيب جزئ Water H<sub>2</sub>O



يحدث تهجين بين فلك 1s وأفلاك 2p فتنتج أربعة أفلاك مهجنة من نوع  $sp^3$  ثم تتنافر فتصل الزوايا بينها إلى  $105^\circ$  تقريباً .

يتم التداخل بين فلكي  $sp^3$  نصف الممتلئة مع فلك 1s لذرتي هيدروجين فيتكون جزئ الماء ويبقى زوجي الإلكترونات في الأفلاك غير الرابطة على ذرة الأكسجين .

الشكل العام لجزئ الماء هو هرم رباعي الأوجه حيث يشغل كل زوج إلكتروني غير رابط أحد رؤوس الهرم الرباعي .

لوصف الشكل الخاص لجزئ الماء يهمل زوجي الإلكترونات غير الرابط على ذرة الأكسجين فيكون شكل

الجزئ هو الشكل الزاوي Angular

ملاحظة

■ يمكن إيجاد التهجين مباشرة من الجدول التالي الذي يوضح بعض أنواع التهجين السائدة في

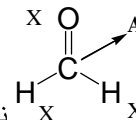
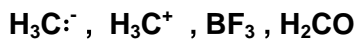
الكيمياء العضوية :-

نوع الجزئ	عدد المجموعات أو الذرات المرتبطة بمركز الجزئ	الزوايا بين الأفلاك المهجنة	نوع الأفلاك المهجنة	الشكل العام للجزئ
$AX_2$	2	180	$sp$	خطي
$AX_3$	3	120	$sp^2$	مثلث مسطح
$AX_4$	4	109.5	$sp^3$	رباعي الأوجه
$:AX_3$	4	107	$sp^3$	
$:AX_2$	4	105	$sp^3$	

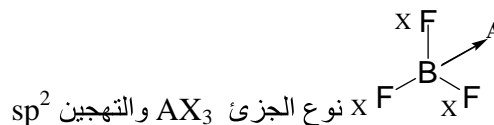
A مركز الجزيء ( الذرة المركزية )

X عدد المجموعات أو الذرات المرتبطة تساهميا بالذرة المركزية ( أو الذرة المراد إيجاد التهجين لها ) .  
لاحظ أن عدد المجموعات أو الذرات المرتبطة بالذرة المراد إيجاد التهجين لها يساوي عدد الأفلاك المهجنة.

13-1 أوجد نوع التهجين للذرة المركزية وشكل الجزيئات التالية مستعينا بالجدول السابق ؟



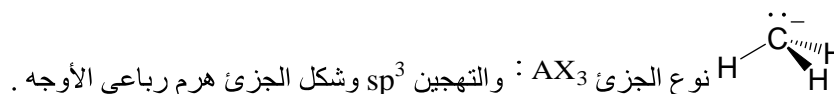
نوع الجزيء هو  $\text{AX}_3$  ومن الجدول يكون نوع التهجين  $\text{sp}^2$  وشكل الجزيء مثلث مسطح .



نوع الجزيء  $\text{AX}_3$  والتهجين  $\text{sp}^2$



نوع الجزيء  $\text{AX}_3$  والتهجين  $\text{sp}^2$



نوع الجزيء  $\text{AX}_3$  والتهجين  $\text{sp}^3$  وشكل الجزيء هرم رباعي الأوجه .

تفسير بناء بعض الجزيئات في ضوء نظرية VSEPR

يتسبب توزيع الروابط حول الذرة المركزية في الجزيئات البسيطة لظهور بنية هندسية منتظمة للجزيئات بحيث تكون أفلاك الربط بعيدة عن بعضها قدر الإمكان حتى يكون التنافر بين أزواج الإلكترونات أقل ما يمكن مما يجعل الجزيء أكثر ثباتا .

1. جزيء الميثان : تتساوى أفلاك الربط الأربعة نتيجة لتساوي التنافر بين أزواج الإلكترونات في

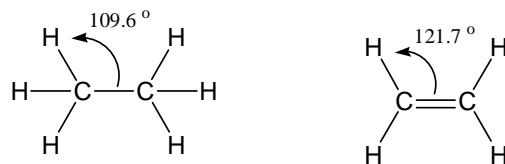
جميع أفلاك الربط لذلك نجد أن الزوايا هي زوايا الهرم رباعي الأوجه المنتظم ومقدار كل زاوية

هو  $109.5^\circ$  كما أن الشكل الهندسي هو نفسه الشكل الخاص .

2. **جزئ الأمونيا :** إن أحد أفلاك  $sp^3$  الأربعة يحتوي على زوج من الإلكترونات غير مشارك في الربط فيؤدي إلى دفع روابط N-H نحو بعضها فتصبح زوايا الربط هي  $107^\circ$  أقل من زوايا الربط في جزئ الميثان التي تنتج من التنافر بين الأفلاك الرابطة .

3. **جزئ الماء :** يوجد زوجان من الإلكترونات في أفلاك الربط وزوجان في الأفلاك غير المشاركة في الربط فيؤدي التنافر بين الإلكترونات غير الرابطة والإلكترونات الرابطة إلى دفع أفلاك الربط للاقتراب من بعضها فتصبح الزوايا  $105^\circ$  وبذلك نجد أن تأثير زوجي الإلكترونات في جزئ الماء أكبر من تأثير زوج الإلكترونات في جزئ الأمونيا .

4. يكون التنافر الناتج عن إلكترونات الرابطة الزوجية أكبر من التنافر الناتج عن إلكترونات الرابطة الأحادية وذلك لأن إلكترونات الرابطة الزوجية تحتاج إلى فراغ أكبر .



5. بمقارنة جزئ  $NF_3$  مع جزئ الأمونيا نجد أن الزاوية F-N-F هي  $102^\circ$  تقريبا وذلك لأن الكهروسالبية العالية لذرة الفلور تعمل على جذب إلكترونات الرابطة بقوة نحوها مما يجعل الفلك N-F يأخذ فراغ أقل من فلك N-H وبالتالي تسمح لزوج الإلكترونات غير الرابطة بالتمدد ولقد أوضحت قاعدة H.A Bent ذلك .

**قاعدة بنت Bent rule :** عند الاستبدال على ذرة ذات أفلاك مهجنة فإن المستبدلات الأعلى كهروسالبية تفضل جذب الأفلاك التي تحتوي على صفة p أعلى بينما تفضل المستبدلات الأقل كهروسالبية جذب الأفلاك التي تحتوي على صفة s أعلى .

ومثال على ذلك جزيء Difluoro methane  $CH_2F_2$  تكون الزاوية F-C-F أقل من  $109.5^\circ$  تشير بذلك إلى أن صفة s أقل من 25% بينما تكون الزاوية H-C-H أكبر من  $109.5^\circ$  ونسبة صفة s أكبر من 25% لفهم قاعدة بنت أكثر نقوم بدراسة التأثير الناتج عن استبدال ذرات الفلور على ذرة الكربون في جزيء الميثان

<u>molecule</u>	<u>C-F (<math>A^\circ</math>)</u>	
$CH_3F$	1.39	إن الشحنة الجزئية على ذرة متعددة التكافؤ Polyvalent (الفلور) تزداد مع كل استبدال يضاف فيه ذرة أو مجموعة عالية الكهروسالبية وكذلك الشحنة الجزئية على ذرة الكربون في جزيء $CF_4$ تكون أكبر بكثير منها في جزيء $CH_3F$ وجميع روابط C-F تتناقص مع كل استبدال .
$CH_2F_2$	1.35	
$CHF_3$	1.33	
$CF_4$	1.32	

بناء على ما تقدم يمكن صياغة قاعدة بنت على النحو التالي : في الأفلاك المهجنة كلما زادت صفة الفلك p كلما ضعفت قوة الرابطة التساهمية وزاد طولها وكلما زادت نسبة الفلك s زاد التداخل وزادت قوة الرابطة التساهمية ونقص طولها .

درجة التداخل في الأفلاك هي :-  $sp > sp^2 > sp^3 \gg p$

الجدول التالي يوضح ذلك من خلال تغير نوع الهالوجين على الرابطة C-X

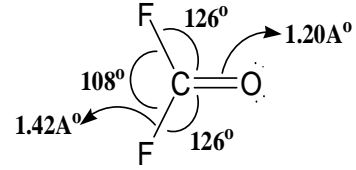
	<u>molecule</u>	<u>C-X (<math>A^\circ</math>)</u>	<u>electronegativity</u>	<u>Bond strength</u> <u><math>KJmol^{-1}</math></u>	<u>* dipole</u> <u>moment</u>
بالنسبة ن ↑ تزداد صفة p % ↓ تزداد صفة s %	$H_3C-F$	1.39	4	452	1.85
	$H_3C-Cl$	1.78	3	351	1.87
	$H_3C-Br$	1.93	2.8	293	1.81
	$H_3C-I$	2.14	2.5	234	1.62

\* ص 34 -

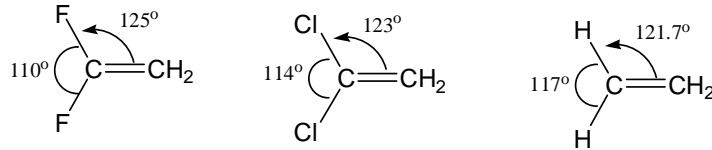
وبالمثل يتناسب طول الرابطة بين ذرات الكربون طرديا مع صفة p وعكسيا مع صفة s

14-1 في الجزئ Carbonyl fluoride  $F_2CO$  كيف تفسر تصرف الأكسجين كمجموعة كبيرة ؟ وكذلك نقص الزاوية  $F-C-F$  عن زوايا المثلث المسطح على الرغم من تهجين الكربون  $sp^2$  ؟

تفسير ذلك هو أن ذرة الأكسجين تحتاج إلى فراغ أكبر بكثير من ذرات الفلور وذلك بسبب زوجي الإلكترونات غير الرابط عليها وقصر الرابطة  $C=O$  عن الرابطة  $C-F$  بالإضافة إلى إلكترونات الرابطة الزوجية التي تحتاج لفراغ أكبر وبالتالي يكون التنافر أكبر فتقل الزاوية  $F-C-F$  وتزداد الزاوية  $F-C-O$

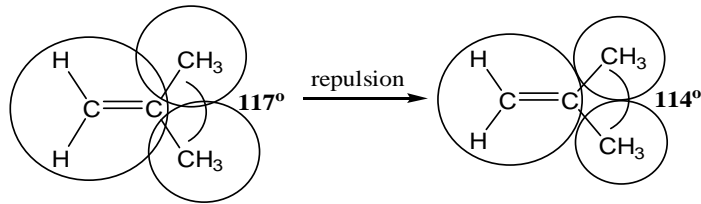


15-1 كيف تفسر تغير قيم زوايا الربط في الجزيئات التالية ؟



تفسير ذلك هو أنه كلما زادت كهروسالبية الذرة كلما قصر طول الرابطة وبالتالي تقترب أكثر من ذرة الكربون فيزيد التنافر مع إلكترونات الرابطة الزوجية .

16-1 في الجزئ  $(CH_3)_2C=CH_2$  تكون قيمة الزاوية  $CH_3-C-CH_3$   $114^\circ$  تقريبا كيف تفسر هذا النقص ؟ بسبب قصر الرابطة  $C=C$  يحدث تنافر بين زوج إلكترونات الرابطة ومجموعي المثل  $CH_3$  ويقل هذا التنافر عندما تصل الزاوية إلى  $114^\circ$  حيث تكون جميع المتنافرات متساوية .



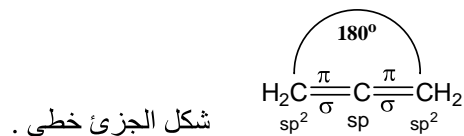
17-1 في جزيء Trimethyl amine (CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>N تكون زوايا الربط 108° أكبر من زوايا الربط في الأمونيا . فسر ذلك ؟ وذلك بسبب حجم مجموعة الميثيل CH<sub>3</sub> التي تسبب إعاقة مجسامية فتكون زوايا الربط أكبر منها في الأمونيا .

18-1 كيف تفسر أن زوايا الربط في جزيء Hydrogen sulfide H<sub>2</sub>S تقريبا 92° أقل من جزيء الماء؟ يؤدي كبر حجم ذرة الكبريت إلى إمكانية حدوث تهجين ذو طاقة منخفضة تساهم فيه صفة الفلك p بنسبة أكبر في الأفلاك الرابطة وبالتالي لا تخضع لنظرية VSEPR

### ملاحظة

تكون زوايا الربط في هيدرات عناصر المجموعتين VA , VIA صغيرة (ماعدا الأكسجين والنيروجين) بسبب كبر الذرات مثل S , P فتكون الوضعية الأكثر استقرارا هي تلك الوضعية التي تستخدم فيها أفلاك p النقية لتكوين الروابط والسماح لزوج الإلكترونات غير الرابط بأن يبقى في فلك s النقي .

19-1 مستخدما التهجين ما هي قيمة الزاوية C-C-C وشكل الجزيء H<sub>2</sub>C=C=CH<sub>2</sub> ؟



**الترابط الجزيئي Molecular bonding**: هو القوى التي تربط بين الجزيئات والتي تحدد كثير من الخواص الفيزيائية للمركبات مثل الحالة الفيزيائية ودرجة الغليان والانصهار وغيرها و تنقسم قوى الترابط بين الجزيئات إلى :-

1. قوى فاندر فال Van der Waals forces
2. القوى بين الجزيئات القطبية Dipole-dipole forces
3. الروابط الهيدروجينية Hydrogen bonds



### أولاً / قوى فاندرفال ( قوى لندن )

في لحظة ما قد يكون التوزيع الإلكتروني في الجزيء غير منتظم نتيجة لحركة الإلكترونات وبالتالي تكون الشحنة الكهربائية غير منتظمة بحيث تكون الكثافة الإلكترونية في أحد أطراف الجزيء أعلى قليلاً فتؤدي إلى استقطاب بسيط يتكون بصورة مؤقتة ( استقطاب لحظي ) .

يؤثر الجزيء المستقطب لحظياً على السحابة الإلكترونية لجزيء آخر مجاور فيتكون في الطرف القريب منها شحنة مضادة وأثناء وجود هذه التغيرات القطبية تنشأ قوى تجاذب بين الجزيئات غير القطبية وتعتمد هذه القوى على استجابة الإلكترونات للتغيرات في المجال الكهربائي وهو ما يعرف بالاستقطاب النسبي للإلكترونات الذرات .

يعتمد الاستقطاب النسبي للإلكترونات على قوة جذب النواة لها فعلى سبيل المثال نجد مجموعة الهالوجينات يزداد استقطابها من أعلى إلى أسفل  $F < Cl < Br < I$  وذلك لأن إلكترونات الفلور مشدودة بقوة كبيرة نحو النواة بينما إلكترونات اليود على العكس من ذلك .

**20-1 لماذا يكون استقطاب إلكترونات الهالوجينات أكثر من استقطاب مجموعات الألكيل المقاربة لها في الحجم؟** وذلك بسبب وجود إلكترونات غير رابطة في ذرات الهالوجينات فيكون استقطابها أسهل من استقطاب الإلكترونات الرابطة .

### ثانياً / القوى بين الجزيئات القطبية

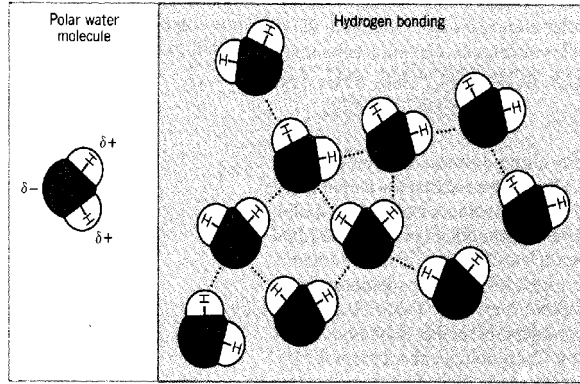
هي القوى الناشئة عند أقطاب الجزيئات المستقطبة استقطاب دائم والنتيجة عن التوزيع غير المنتظم للإلكترونات الروابط وهذا النوع من القوى يكون أقوى بكثير من قوى فاندرفال .

**21-1 أي مما يلي له درجة غليان أعلى ولماذا  $CH_4$  ,  $H_2$  ,  $^{131}_{54}Xe$  ,  $^{20}_{10}Ne$  ,  $^4_2H$  ؟**

يمتلك غاز Xe ( Xenon ) أعلى درجة غليان لأن قوى فاندرفال بين ذراته أكبر بسبب كبر حجم الذرة الذي يؤدي إلى ابتعاد الإلكترونات عن النواة .

### ثالثاً / الروابط الهيدروجينية

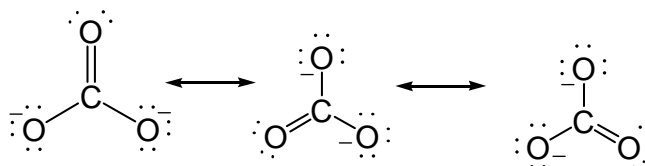
هي رابطة تنشأ عندما تتواجد ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما كهروسالبية عالية وتحمل أزواج إلكترونات غير رابطة ( N , O , F ) بشرط أن تكون مرتبطة مع إحداها تساهمياً .  
تنشأ قوى تجاذب قطبية بين ذرة الهيدروجين وأزواج الإلكترونات غير الرابطة التي تحملها الذرة الأخرى فمثلا الروابط الهيدروجينية في جزئ الماء تتكون بعد تهجين الأفلاك في ذرة الأكسجين وتكوين جزئ الماء حيث يبقى فلكان  $sp^3$  الممتلئان غير الرابطان على ذرة الأكسجين وهما المسئولان على تكوين الرابطة الهيدروجينية .



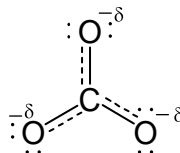
### ملاحظة

- تفسر الروابط الهيدروجينية ارتفاع درجة غليان الماء على الرغم من انخفاض وزنه الجزيئي كذلك تحافظ على المسافات البينية بين جزيئاته فتجعل الثلج أقل كثافة من الماء .
- إن حمض Hydrofluoric HF في الماء حمض ضعيف بسبب الروابط الهيدروجينية الضمنية ( بين جزيئاته ) بينما تتأين هاليدات الهيدروجين الأخرى تأين كامل في الماء .
- إن الروابط الهيدروجينية أضعف من الروابط التساهمية وأطول منها بمقدار الضعف تقريبا ولكنها أقوى من القوى القطبية مثل تلك التي في جزئ  $CH_3Cl$  وهذه الأخيرة أقوى من قوى فاندرفال .

**الرنين Resonance** : في كثير من الجزيئات أو الأيونات يمكن أن نكتب عددا من صيغ لويس المتكافئة فمثلا جزئ  $\text{CO}_3^{2-}$  Carbonate ion يمكن كتابته بالصيغ الثلاثة الآتية :



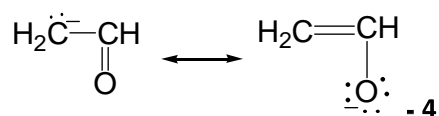
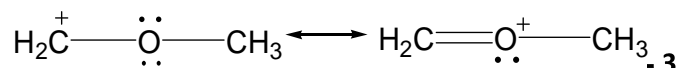
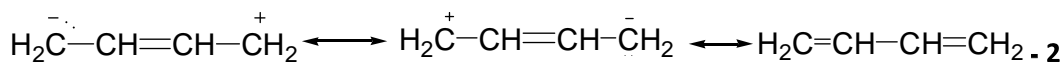
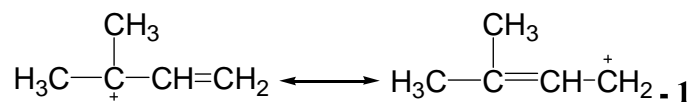
من هذه التراكيب الثلاثة نجد أن هناك روابط C-O أحادية وزوجية وكما درسنا سابقا أن الروابط الأحادية أطول من الروابط الزوجية ولكن دلت الدراسات على أن جميع روابط هذا الأيون متساوية في الطول فهي أقصر من الروابط الأحادية وأطول من الروابط الزوجية وأن كل ذرة أكسجين تحمل شحنة سالبة جزئيا وبناءا عليه يكون الأيون الحقيقي هو عبارة عن هجين Hybrid من الصيغ السابقة ويمثل كما يلي :-



### بعض قواعد الرنين

1. إن بناءات الرنين ليس لها وجود فعلى لكنها تستخدم لتساعد في وصف الجزئ أو الأيون الذي لا يمثله بناء واحد للويس .
2. عند كتابة بناءات الرنين يجب تغيير مواقع الإلكترونات فقط دون تغيير مواقع الأنوية .
3. يجب أن يكون في كل بناء رنيني نفس العدد من الإلكترونات المفردة .
4. كلما زاد عدد الروابط التساهمية في بناء الرنين كلما كان أكثر ثباتا .
5. عندما تكون الشحنات على بناء الرنين منفصلة فإن الثبات يقل .
6. البناء الذي تكون فيه الشحنة السالبة على ذرة أعلى كهروسالبية يكون أكثر ثباتا .
7. البناء الذي تكون فيه لكل ذرة تركيب الغاز الخامل يكون الأكثر ثباتا .

22-1 حدد بناء الرنين الأكثر ثباتا في كل مجموعة مما يلي مع ذكر السبب ؟



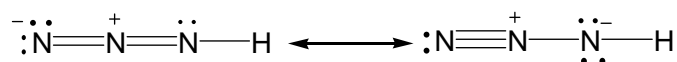
1 -  $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}}-\text{CH}=\text{CH}_2$  إن هذا البناء هو الأكثر ثباتا لأن الشحنة الموجبة تقع على ذرة كربون ثالثة.

2 -  $\text{H}_2\text{C}=\overset{\cdot\cdot}{\text{C}}\text{H}-\overset{\cdot\cdot}{\text{C}}\text{H}=\overset{+}{\text{C}}\text{H}_2$  لأنه يتفوق برابطة تساهمية عن البنائين الآخرين كما يوجد فصل للشحنات في البنائين الآخرين.

3 -  $\text{H}_2\text{C}=\overset{+}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}-\text{CH}_3$  لأن جميع ذراته تحمل تركيب الغاز الخامل .

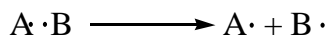
4 -  $\text{H}_2\text{C}=\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}-\overset{\cdot\cdot}{\text{C}}\text{H}$  لأن الشحنة السالبة موجودة على ذرة الأكسجين الأعلى كهروسالبية .

23-1 ارسم كل أبنية الرنين الممكنة لحمض Hydrazoic acid ؟

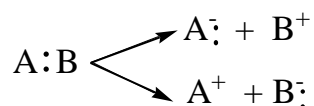


**انشطار الرابطة التساهمية :** تنتشر الروابط التساهمية في التفاعلات الكيميائية لتكوين روابط جديدة مكونه بذلك النواتج ويكون هذا الانشطار أما متجانس أو غير متجانس .

**الانشطار المتجانس Homolytic cleavage :** يحدث عندما تنتشر الرابطة التساهمية بحيث يحتفظ كل جزء ناتج بالكترون من إلكترونيات الرابطة ويسمى بالجذر الحر Free radical

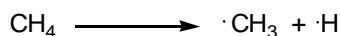


**الانشطار غير المتجانس Heterolytic cleavage :** يحدث عندما تنتشر الرابطة التساهمية بحيث يحتفظ أحد الجزئين الناتجين بالكترون الرابطة ويسمى كل جزء بالأيون Ion

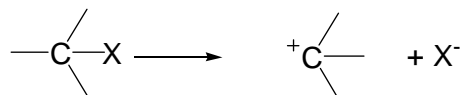


**الوسيطات النشطة Reactive intermediates :** في التفاعلات الكيميائية التي تتم على عدة خطوات تتكون وسيطات نشطة نتيجة لانشطار الروابط التساهمية .

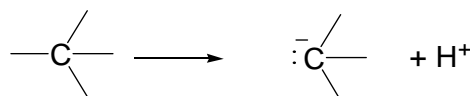
1. **الجذر الكربوني الحر** فقير للإلكترونات فهو يحتوي على سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ لذا يتفاعل كإلكتروفيل Electrophile أي الباحث عن الإلكترونات .



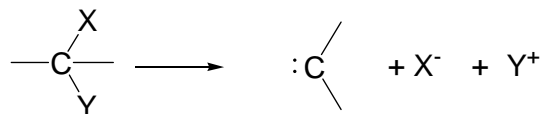
2. **الكاتيون الكربوني Carbocation :** هو الاسم الأحدث لأيون الكربونيوم Carbonium ion وهو أيضا فقير للإلكترونات حيث يحتوي على ستة إلكترونات فقط في غلاف التكافؤ ويتفاعل كإلكتروفيل .



3. **الأنيون الكربوني Carbanion :** غني بالإلكترونات فهو قادر على منح زوج من الإلكترونات لذلك يتفاعل كنيوكلوفيل Nucleophile أي الباحث عن الشحنة الموجبة .



4. الكربين Carbene : ينشأ نتيجة الانشطار غير المتجانس لرابطين على نفس ذرة الكربون ويحتوي على ستة إلكترونات في غلاف التكافؤ .



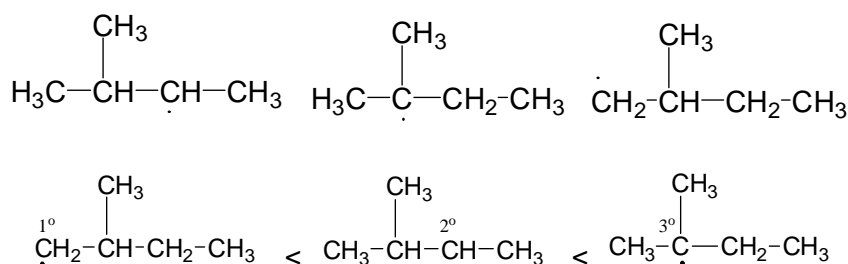
#### ملاحظة

▪ في الكاتيونات الكربونية كلما كانت الشحنة منتشرة أو غير متركزة *delocalized* تكون أكثر ثباتا وبما أن مجموعات الألكيل دافعة للإلكترونات *electron releasing* فهي تعمل على إزاحة الكثافة الإلكترونية نحو الشحنة الموجبة وبالتالي تقلل من تركيزها وتساهم بذلك في تثبيت الكاتيون الكربوني باكتسابها جزء من الشحنة الموجبة .



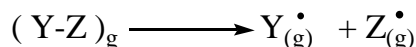
▪ ثبات الجذر الحر يماثل تقريبا ثبات الكاتيون الكربوني .

24-1 رتب الجذور الحرة التالية على حسب درجة ثباتها ؟

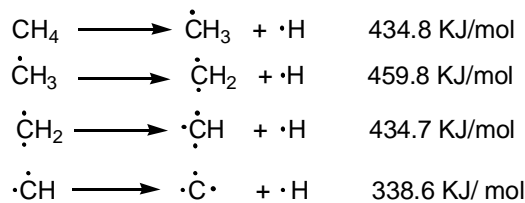


طاقة الرابطة Bond energies : هناك نوعان من طاقة الرابطة هما :-

1 - طاقة التفكك Dissociation energy : ويرمز لها بالرمز D وهذه الطاقة تتطلب كسر مفرد للرابطة في الجزيئ متعدد الذرات في الطور الغازي وينتج جذور حرة في نفس الطور .



2 - طاقة الربط Bond energy : يرمز لها بالرمز E وتعتمد على الصيغة البنائية للجزيء فمثلا جزيء الميثان CH<sub>4</sub> يحتوي على أربع روابط C-H متكافئة وبالتالي تكون قيمة الطاقة اللازمة لكسر الرابطة الأولى ليست نفسها للثانية وهكذا .



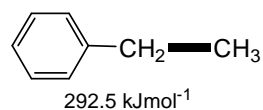
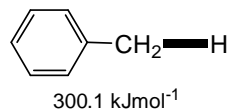
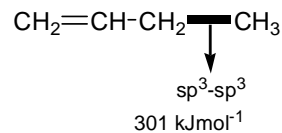
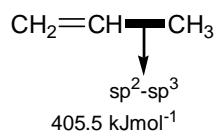
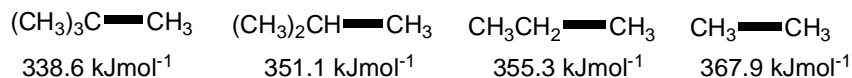
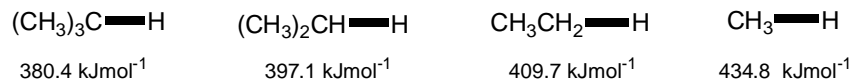
تعتمد طاقة الرابطة على طبيعة الجزيء حيث يؤخذ متوسط القيم المختلفة لهذه الطاقات والجدول التالي يوضح بعض قيم طاقات الروابط وأطولها .

<u>Bond</u> / <u>A°</u>	<u>Energy KJ mol<sup>-1</sup></u>	<u>Bond</u> / <u>A°</u>	<u>Energy KJ mol<sup>-1</sup></u>
H <sub>3</sub> C—H	434.8	C—O 1.43	334.7
CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> —H	409.7	C=O 1.20	694.5
(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> -CH—H	397.1	C—N 1.47	284.5
(CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> -C—H	380.4	C=N 1.30	615.1
C—H 1.10	414.2	C≡N 1.16	866.1
C—C 1.54	347.3	C—F 1.39	452
C=C 1.33	606.7	C—Cl 1.78	351
C≡C 1.20	803.3	C—Br 1.93	293
		C—I 2.14	234

#### ملاحظة

- تعبر الطاقة اللازمة لكسر الرابطة التساهمية عن قوة هذه الرابطة حيث كلما زادت طاقة الرابطة كلما كانت الرابطة أقوى .
- إن قيمة طاقتي التفكك والربط للجزيئات ثنائية الذرة تكون هي نفسها .
- تؤثر قيم الكهروسالبية لذرات العناصر على قيم طاقات الربط (ص 24) .
- تتأثر قيم طاقات الربط بطول الرابطة حيث كلما قصرت الرابطة كلما زادت طاقة الربط .

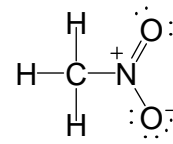
- كلما زادت كهروسالبية الذرة كلما زادت طاقة تفكك الرابطة ، وكلما زاد عدد المجموعات المستبدلة على ذرة الكربون المكونة للرابطة كلما قلت طاقة تفككها ويكون تأثير المجموعات الساحبة للإلكترونات أعلى من تأثير المجموعات الدافعة والأمثلة التالية توضح ذلك :-



الشحنة التقديرية Formal charges : يتم حساب الشحنة التقديرية على الجزئ من العلاقة التالية :-

$$\left[ \begin{array}{c} \text{عدد الإلكترونات} \\ \text{غير الرابطة} \end{array} \right] - \left[ \begin{array}{c} \text{نصف عدد} \\ \text{الإلكترونات} \\ \text{الرابطة} \end{array} \right] - \left[ \begin{array}{c} \text{عدد الإلكترونات} \\ \text{في غلاف التكافؤ} \end{array} \right] = \text{الشحنة التقديرية}$$

حساب الشحنة التقديرية على جزئ Nitromethane  $\text{CH}_3\text{NO}_2$



تكون ذرة النيتروجين 4 روابط وليس 3 وبالتالي تحمل شحنة موجبة ( + 1 )

تكون إحدى ذرات الأكسجين رابطة أحادية وليست زوجية وتحمل شحنة سالبة ( - 1 )



يتم حساب الشحنة التقديرية على ذرة النيتروجين كما يلي :-

عدد إلكترونات التكافؤ = 5 وعدد الإلكترونات الرابطة = 8 وعدد الإلكترونات غير الرابطة = 0

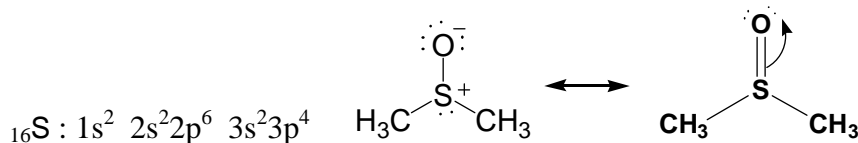
$$\text{formal charge} = 5 - \frac{8}{2} - 0 = +1$$

حساب الشحنة على ذرة الأكسجين :-

عدد إلكترونات التكافؤ = 6 وعدد إلكترونات الرابطة = 2 وعدد الإلكترونات غير الرابطة = 6

$$\text{formal charge} = 6 - \frac{2}{2} - 6 = -1$$

25-1 ما هي قيمة الشحنة التقديرية على الكبريت والأكسجين في جزيء Dimethyl sulfoxide ؟



عدد إلكترونات التكافؤ = 6 وعدد إلكترونات الرابطة = 6 وعدد الإلكترونات غير الرابطة = 2

$$\text{formal charge} = 6 - \frac{6}{2} - 2 = +1$$

والشحنة التقديرية على ذرة الأكسجين هي (-1)

**العزم القطبي Dipole moment** : هو الخاصية التي يمكن قياسها من توزيع الشحنة الكهربائية لجزيء ما من خلال قياس مدى عدم انطباق مركز التوزيع الإلكتروني في الجزيء على مركز توزيع الشحنة النووية الموجبة ويتم حساب قيمة العزم القطبي من العلاقة الآتية :-

العزم القطبي = الشحنة (الوحدات الإلكترونية) x المسافة (انجستروم)

$$\mu = q \times d \text{ (A}^\circ\text{)}$$

يقدر العزم القطبي بوحدة تسمى Debye نسبة للعالم Peter J.W. Debye ويرمز لها بالرمز D وتساوي

$$1D = 3.33 \times 10^{-30} \text{ Coulomb meters ( C.m )}$$

في النظام العالمي SI : يوضح اتجاه استقطاب الرابطة باستخدام السهم التالي حيث يشير إلى الطرف الأكثر سالبية ←

26-1 إذا كانت شحنة الإلكترون  $1.6 \times 10^{-19} \text{ Cm}$  والمسافة بين البروتون والإلكترون هي  $100 \text{ Pm}$

أحسب قيمة العزم القطبي بوحدة ديبياي ؟

$$\mu = q \times d = 1.6 \times 10^{-19} \text{ C} \times 100 \times 10^{-12} \text{ m} = 1.6 \times 10^{-29} \text{ Cm} , \quad 1 \text{ Pm} = 10^{-12} \text{ m}$$

$$\frac{1.6 \times 10^{-29} \text{ Cm} \times 1D}{3.33 \times 10^{-30} \text{ Cm}} = 4.8 \text{ D}$$

عزم الرابطة هو العزم القطبي لرابطة مفردة .

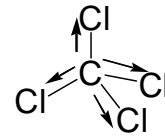
1. إذا كان الجزيء يتكون من ذرتين فإن عزم الرابطة = عزم ثنائي القطب .
2. إذا كان الجزيء يتكون من عدة ذرات فإن عزم الرابطة = محصلة متجهات عزم الروابط المختلفة حيث تعتمد قطبية الجزيئات على فارق الكهروسالبية لذرات العناصر وعلى الشكل الهندسي للجزيء وكذلك وضع الأزواج الإلكترونية غير الرابطة .

العزم القطبي للجزيئات غير القطبية Nonpolar molecules

formula	CH <sub>4</sub>	CCl <sub>4</sub>	CO <sub>2</sub>	BF <sub>3</sub>
$\mu$ (D)	0	0	0	0

جزيء CH<sub>4</sub> و CCl<sub>4</sub>

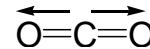
في هذان الجزيئان لا يوجد عزم قطبي لأن لكل منهما شكل الهرم الرباعي فيكون مركز الشحنة الموجب متطابق مع مركز الشحنة السالب أي أن محصلة الكميات المتجهة يساوي صفراً .



$$\mu = 0$$

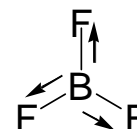
جزيء CO<sub>2</sub>

قيمة العزم قطبي لهذا الجزيء تساوي صفراً لأن محصلة الكميات المتجهة تساوي صفراً بسبب شكل الجزيء الخطي .



### جزيء $BF_3$

إن شكل الجزيء المثلث المسطح يجعل عزم الروابط متعامد فيلغي بعضه.

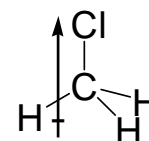


### العزم القطبي لجزيئات القطبية Polar molecules

formula	$CH_3Cl$	$SO_2$	$H_2O$	$NH_3$	$NF_3$
$\mu$ (D)	1.87	1.63	1.85	1.47	0.24

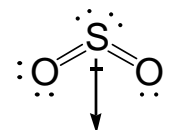
### جزيء $CH_3Cl$

يهمل تأثير الرابطة C-H في العزم القطبي بسبب تقارب الذرتين في الكهروسالبية وتكون الرابطة C-Cl هي المسؤولة عن قيمة العزم القطبي .



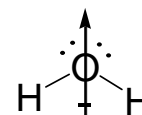
### جزيء $SO_2$

على الرغم من تشابه هذا الجزيء في الصيغة الجزيئية مع المركب  $CO_2$  إلا أنه يختلف عنه في قيمة العزم القطبي وهذا يعني أن الجزيء غير خطي وإنما منحنى bent بسبب وجود زوج الإلكترونات غير الرابط على ذرة الكبريت .



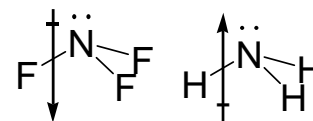
### جزيء الماء $H_2O$

بسبب شكل الجزيء الزاوي ( المنحني ) للماء فلا يلغي عزم الرابطة بعضه .



### جزيء $NH_3$ و $NF_3$

لكل من الجزيئين شكل الهرم الرباعي ولكن يختلفان اختلافا كبيرا في قيمة العزم القطبي وذلك بسبب إهمال زوج الإلكترونات غير الرابط على ذرة النيتروجين في جزيء  $NF_3$



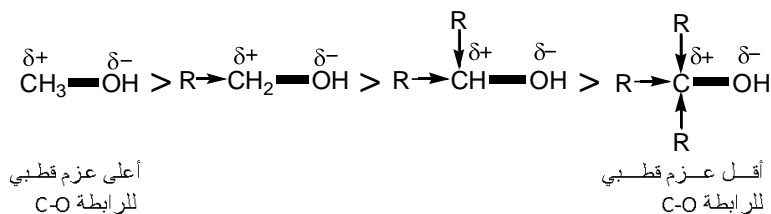
ملاحظة

- تساهم الأزواج الإلكترونية غير الرابطة بشكل كبير في العزم القطبي للماء والأمونيا وذلك لأنها لا تتصل بذرة أخرى لتعادل جزءاً من شحنتها السالبة وبالتالي تساهم بعزم كبير بعيداً عن الذرة المركزية .
- تؤثر قيم الكهروسالبية لذرات العناصر تأثير واضح على العزم القطبي وكذلك على قيمة عزم الرابطة C-C الأحادية اعتماداً على التهجين والقيم التالية قام باحسابها العالم بيترو Petro سنة 1958م توضح ذلك .

<u>molecule</u>	<u>bond</u>	<u>bond moment ( D )</u>
$\begin{array}{c} \text{+} \\ \longrightarrow \\ \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^+ \quad \delta^- \\ \text{C}_{\text{sp}^3} - \text{C}_{\text{sp}^2} \end{array}$	0.68
$\begin{array}{c} \text{+} \\ \longrightarrow \\ \text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^+ \quad \delta^- \\ \text{C}_{\text{sp}^2} - \text{C}_{\text{sp}} \end{array}$	1.15
$\begin{array}{c} \text{+} \\ \longrightarrow \\ \text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^+ \quad \delta^- \\ \text{C}_{\text{sp}^3} - \text{C}_{\text{sp}} \end{array}$	1.48

يتضح من هذه القيم أنه كلما زاد الفارق في الكهروسالبية زاد عزم الرابطة (ص24-).

- تعمل المجموعات الدافعة للإلكترونات على إنقاص العزم القطبي للرابطة حيث تصبح الشحنة منتشرة وغير متمركزة ، والعكس صحيح بالنسبة للمجموعات الساحبة للإلكترونات .



27-1 إن قيمة العزم القطبي للمركب  $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  هو 0.8D أكبر بكثير من قيمة العزم القطبي للمركب  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2\text{CH}_3$  التي تبلغ 0.3D فكيف تفسر هذا الاختلاف على الرغم من أنهما ناتجان بصورة رئيسية عن قطبية واحدة من روابط C-C الأحادية في الجزيئين ؟

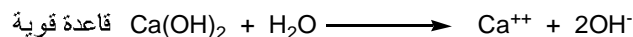
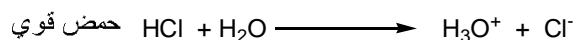
تفسير ذلك هو أن الرابطة في المركب الأول ناتجة من تهجين  $C_{sp}-C_{sp3}$  فتكون أعلى كهروسالبية من الرابطة في المركب الثاني الناتجة من تهجين  $C_{sp2}-C_{sp3}$

28-1 العزم القطبي للمركب  $CH_3Cl$  هو 1.87D أكبر من العزم القطبي للمركب  $CH_3F$ , 1.85D رغم أن كهروسالبية الفلور أعلى من كهروسالبية الكلور. فسر ذلك ؟  
السبب في ذلك هو صغر حجم ذرة الفلور الذي يؤدي إلى قربها من ذرة الكربون فيقل العزم القطبي .

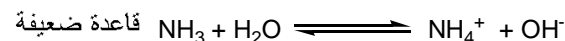
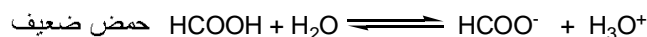
### الأحماض والقواعد Acids and Bases

#### نظرية أرهينيوس Arrhenius theory

استنتج العالم أرهينيوس سنة 1887م نظرية تتعلق بالمحاليل الكتروليتية والتي تتضمن الأحماض والقواعد حيث عرف الحمض على أنه المادة التي عند ذوبانها في الماء تتأين مكونه أيونات الهيدروجين الموجبة  $H^+$  ( البروتونات ) ، والقاعدة هي المادة التي تطلق أيونات الهيدروكسيد السالبة  $OH^-$   
إن الأحماض والقواعد القوية تتأين بالكامل في الماء وتكون محاليلها موصلة جيدة للكهرباء وتسمى إلكتروليتات قوية strong electrolyts

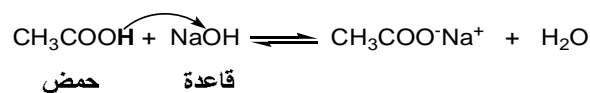


إن الأحماض والقواعد الضعيفة تتأين جزئيا في الماء وتكون محاليلها ضعيفة التوصيل للكهرباء وتسمى إلكتروليتات ضعيفة weak electrolyts

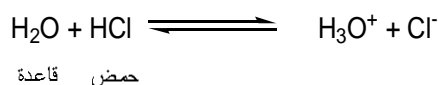


#### نظرية برونستند – لوري Bronsted-Lowry theory

عرفت هذه النظرية الحمض على أنه المادة التي تعطي بروتونا في محلولها وأن القاعدة هي المادة التي تستقبل ذلك البروتون .



إن لبعض المواد القدرة على فقد واكتساب بروتون في نفس الوقت مثل الماء وتسمى بالمواد الأمفوتيرية amphoteric



في حالة الأحماض والقواعد العضوية الضعيفة التي تتأين جزئياً في الماء يكون تركيز الأيونات المنطلقة قليل فهي تسلك سلوك التفاعلات العكسية وبالتالي يمكن قياس مدى قوتها عن طريق ثابت تأينها  $K_a$

مثال / ثابت تأين الحمض :-

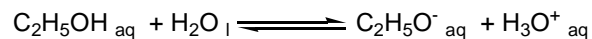


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ثابت تأين الحمض

$$\text{p}K_a = - \log K_a$$

مثال / ثابت تأين القاعدة :-



$$K_b = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

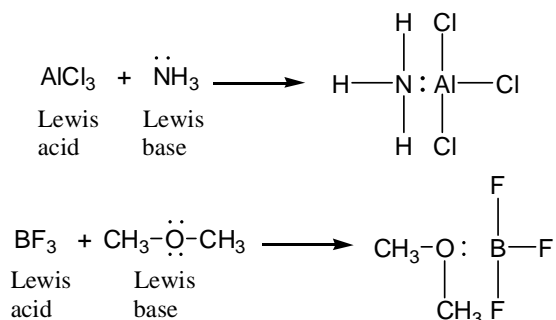
ثابت تأين القاعدة

$$\text{p}K_b = - \log K_b$$

عند مقارنة ثوابت التأيين لمجموعة من الأحماض المختلفة التي تم قياسها عند نفس الظروف نجد أنه كلما كانت قيمة  $K_a$  عالية كلما زادت مقدرة الحمض على التأيين ويقترب بذلك من سلوك الأحماض القوية ونفس الشيء بالنسبة للقواعد الضعيفة .

### نظرية لويس Lewis theory

عرفت هذه النظرية الحمض على أنه تلك المادة التي لها المقدرة على كسب زوج من الإلكترونات وتعتبر اليكتروفيلات وعرفت القاعدة على أنها المادة التي لها القدرة على منح زوج من الإلكترونات وتعتبر نيوكلوفيلات .



تسمى الرابطة التي تنشأ عن طريق مساهمة إحدى الذرات بزوج من الإلكترونات بالرابطة التساهمية

التناسقية Coordinate covalent bond

## المذيبات في الكيمياء العضوية Solvents in organic chemistry

المذيب عبارة عن سائل يستخدم في إذابة المركبات وتعتبر المذيبات مهمة جدا في التجارب العملية حيث أنها تؤثر على حمضية وقاعدية المحاليل لذا يجب فهم الذوبانية ودور المذيب وتأثيراته على معدلات التفاعل قبل اختياره وفهم هذه التأثيرات يجب معرفة تصنيف المذيبات .

### تصنيف المذيبات العضوية classification of solvents

1. المذيبات البروتونية وغير البروتونية protic and aprotic
2. المذيبات القطبية وغير القطبية polar and apolar
3. المذيبات المانحة وغير المانحة donor and nondonor

1 . المذيبات البروتونية protic : تتألف من الجزيئات التي تستطيع تكوين روابط هيدروجينية كونها تحتوي على ذرة هيدروجين حامضية مثل الماء ، أما المذيبات غير البروتونية aprotic فهي التي لا تستطيع جزيئاتها تكوين روابط هيدروجينية مثل الهكسان .

2 . المذيبات القطبية polar : هي مذيبات لها ثابت عزل كهربائي مرتفع ، أما المذيبات غير القطبية apolar فلها ثابت عزل كهربائي منخفض .

ثابت العزل الكهربائي dielectric constant : يعرف بقانون الكهروستاتيكية وهو عبارة عن تأثير الطاقة الناتج عن أيونين مشحونين  $q_1$  ,  $q_2$  , يبعدان عن بعضهما مسافة  $r$

$$E = k \frac{q_1 q_2}{\epsilon r}$$

حيث :  $k$  ← ثابت التناسب .

$\epsilon$  ← ثابت العزل الكهربائي للمذيب .

المذيبات القطبية تكون ذات فاعلية عالية في الفصل (حجب الأيونات عن بعضها) فتكون قوى التجاذب والتنافر بين الأيونات ضعيفة وتعتمد قطبية المذيبات على قيمة ثابت العزل الكهربائي فالمذيبات التي تمتلك



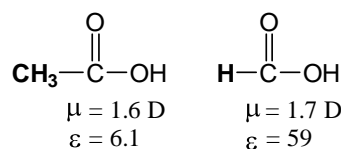
ثابت عزل كهربائي يساوي 15 أو أعلى تكون مذيبات قطبية والتي لها ثابت عزل كهربائي أقل من 15 تكون مذيبات غير قطبية .

### ملاحظة

▪ إن لكلمة قطبي polar استعمالين في الكيمياء العضوية فعندما نقول على جزئ أنه قطبي فأننا نشير بذلك إلى العزم القطبي للجزئ  $\mu$  ، وعندما نقول مذيب قطبي فأننا نعني ثابت عزل كهربائي مرتفع أو بعبارة أخرى الجزيئات القطبية أو العزم القطبي تكون خاصية مستقلة للجزيئات، والمذيب القطبي وثابت العزل الكهربائي يكون خاصية عامة للجزيئات .

### مثال : حمض الفورميك وحمض الخليك

إن هذان الجزيئان لهما نفس المجموعة الوظيفية ومتشابهان جدا في التركيب البنائي ولهما عزم قطبي متقارب وكل من الجزيئان قطبي ولكنهما يختلفان اختلافا كبيرا في قيمة ثابت العزل الكهربائي وبالتالي يختلفان في خواص المذيب فنجد أن حمض الفورميك مذيب عال القطبية وحمض الخليك مذيب أقل قطبية بكثير .



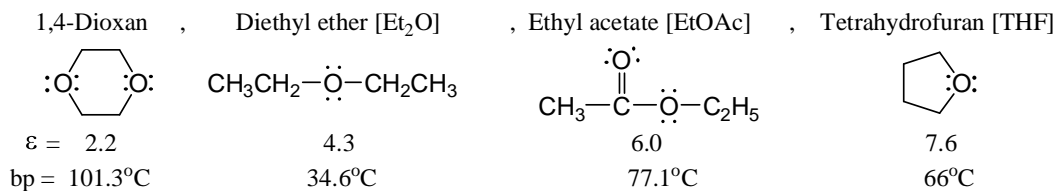
3. المذيبات المانحة donor: هي مذيبات تتألف من جزيئات قادرة على منح أزواج من الإلكترونات غير المشاركة في الربط وتسمى هذه الجزيئات قواعد لويس مثل الميثانول ، أما المذيبات غير المانحة nondonor فهي ليست قواعد لويس مثل البنزين والبنزين .

فيما يلي أمثلة لخواص بعض المذيبات العضوية الشائعة

i. من المذيبات غير القطبية مثل :

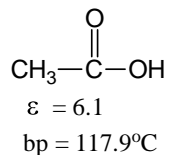
Hexane	, CCl <sub>4</sub>	, Benzene	, CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	, CHCl <sub>3</sub>
$\epsilon = 1.9$	2.2	2.3	8.9	4.8
bp = 68.7°C	76.8°C	80°C	39.8°C	61.2°C

**.ii** بعض المذيبات غير القطبية تكون مانحة (قواعد لويس) مثل :

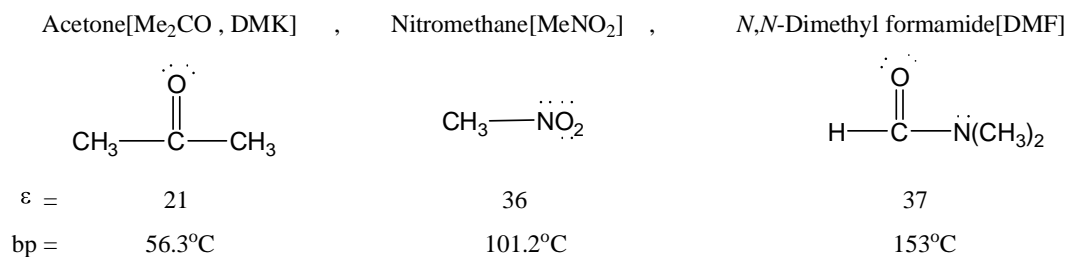


**.iii** بعض المذيبات غير القطبية تكون بروتونية ومانحة مثل :

Acetic acid [HOAc]



**.iv** بعض المذيبات القطبية تكون مانحة وغير بروتونية مثل :



**.v** بعض المذيبات القطبية تكون مانحة وبروتونية مثل :

Ethanol[EtOH]	Methanol[MrOH]	Formic acid	Water	Formamide
$\text{CH}_3\text{CH}_2-\ddot{\text{O}}\text{H}$	$\text{CH}_3-\ddot{\text{O}}\text{H}$	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\ddot{\text{O}}\text{H}$	$\text{H}_2\ddot{\text{O}}$	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{NH}_2$
$\epsilon = 25$	33	59	78	111
bp = 78.3°C	64.7°C	100.6°C	100°C	211°C

### الذوبانية Solubility

ذوبانية المركبات التساهمية عند اختيار المذيب المناسب للمركبات العضوية تتبع قاعدة " الشبيه يذيب الشبيه like dissolves like " وهذه القاعدة تتطلب معرفة بعض مميزات المركبات العضوية من أجل إذابتها في المذيب المناسب فمثلا المذيبات القطبية غير البروتونية تكون مناسبة لإذابة المواد القطبية غير البروتونية ، وتكون المذيبات البروتونية هامة جدا من حيث قدرتها على تكوين روابط هيدروجينية بين الجزيئات لإذابة المواد البروتونية في التفاعلات الكيميائية .

ذوبانية المركبات الأيونية : من المهم للتفاعل الأيوني والتفاعل الأيوني نوع الوسط الذي يجري فيه التفاعل فالمركبات الأيونية لها أهمية خاصة من حيث بقاءها منفصلة في المحلول فتتحرك الأيونات في البداية بشكل مستقل فيتخذ كل أيون اتجاه الأيون المضاد له في الشحنة ثم تحاط الأيونات المفصولة بجزيئات المذيب .

This document was created with Win2PDF available at <http://www.daneprairie.com>.  
The unregistered version of Win2PDF is for evaluation or non-commercial use only.