

# أسس الكيمياء العضوية

*Foundations of Organic Chemistry*

أ.د. داود سالم عبد المنصوري

2019-2018

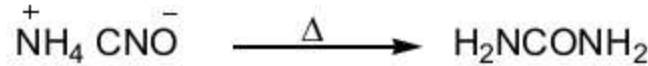
# الترباط وخواص الجزيئات

## *Bonding and Molecular Properties*

تعتبر الكيمياء العضوية مادة الحياة على الأرض فهي المكون الأساسي للبروتينات والدهون والفيتامينات والكاربوهيدرات والهرمونات والسليلوز والمضادات الحيوية والأنزيمات والفحم الحجري والنفط ومشتقاته

**نظرية القوة الحيوية Vital force theory** : ظهرت هذه النظرية بناء على الاعتقاد السائد قديما 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 فوهرل 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 :

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

**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 فأنها 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

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

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

**ميكانيكا الكم Quantum mechanics** : ظهرت هذه النظرية سنة 1926م في مجال الذرات والجزيئات

**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 .

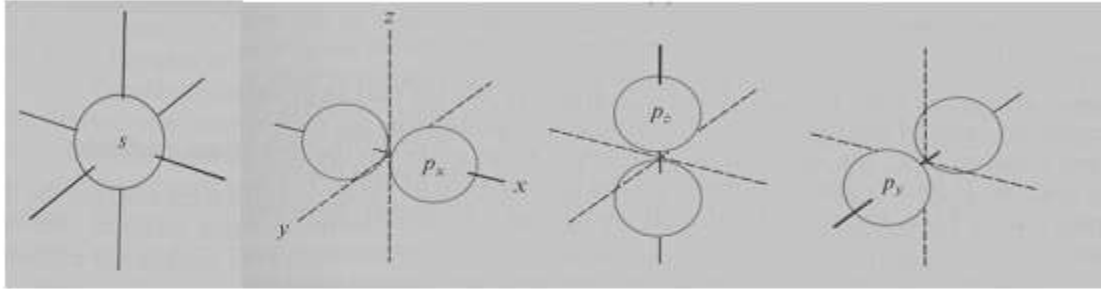
**أشكال الأفلاك Orbital's shapes** : الفلك الذري هو منطقة من الفراغ حول النواة التي يكون فيها احتمال وجود الإلكترون أكبر ما يمكن وتسمى بالسحابة الإلكترونية Electron cloud

**طاقة الإلكترونات Energy of electrons** : للإلكترونات طاقة معينه 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 ما عدا 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

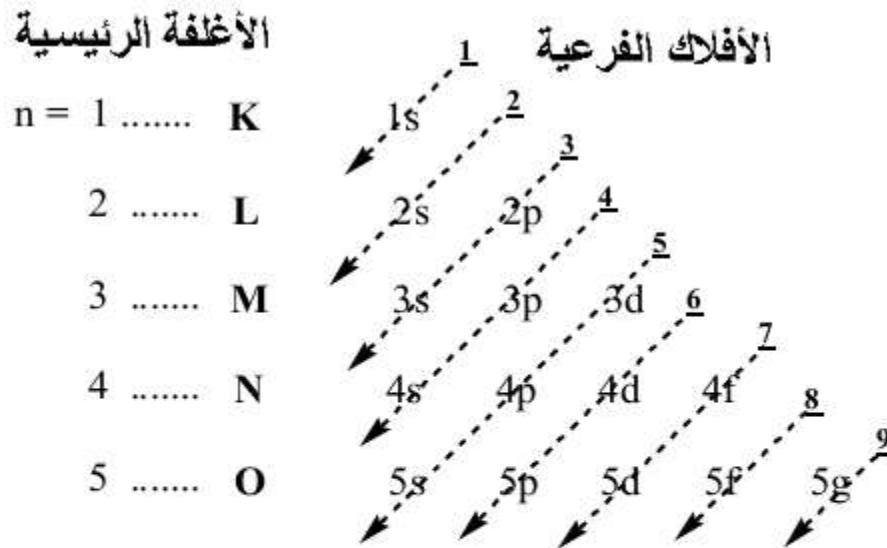
5. في الفلك  $p$  لا توجد فرصة لوجود الإلكترون في منطقة النواة وتسمى هنا النواة " بمنطقة فراغ "

6. كلما أبتعد الإلكترون عن النواة كلما ازدادت طاقته .

7. لا يتسع الفلك  $s$  وكل 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؟  ${}_{6}\text{C}$  ,  ${}_{7}\text{N}$  ,  ${}_{8}\text{O}$  ,  ${}_{9}\text{F}$

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

### 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 استقراراً .

**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 النواة .

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

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

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

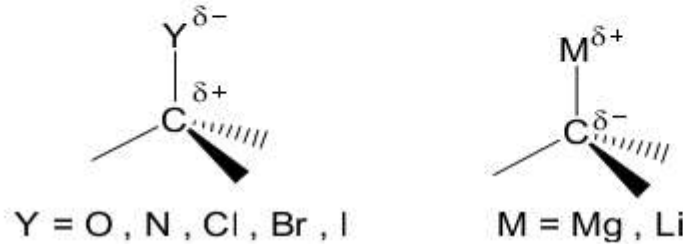
أ - تصنيف يعتمد على رتبة الرابطه وينقسم إلى ثلاثة أنواع هي :

1. الرابطه الأحادية Single bond : فيها تساهم الذرات المشاركة في تكوينها بالإلكترون واحد من كل ذرة مما ينتج عنه زوج مشترك من الإلكترونات لكل ذرة وتسمى رابطه سيجمما Sigma ويرمز لها بالرمز  $\sigma$
2. الرابطه الزوجية Double bond : تساهم كل ذرة مشتركة في تكوينها بالإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الإلكترونات وتتكون من رابطه  $\sigma$  ورابطه تسمى بأي Pi ويرمز لها بالرمز  $\pi$
3. الرابطه الثلاثية Triple bond : تساهم كل ذرة بثلاثة إلكترونات فينتج ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتتكون من رابطه  $\sigma$  ورابطتين  $\pi$

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

1. رابطه تساهمية نقيه Pure covalent bond : هي الرابطه التي تنشأ بين ذرتين متشابهتين أو متقاربتين جدا في قيم الكهروسالبية فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين .
2. رابطه تساهمية قطبية Polar covalent bond : هي الرابطه التي تنشأ بين ذرتين مختلفتين في قيم الكهروسالبية بمقدار أقل من 2 حيث تستقطب الذرة الأعلى كهروسالبية إلكترونات الرابطه نحوها فتحمل شحنة سالبة جزئيا  $\delta^-$  partial negative والذرة الأقل كهروسالبية تحمل شحنة موجبة جزئيا  $\delta^+$  partial positive

- **الصفة الأيونية Ionic character** : تزداد الصفة الأيونية كلما ازدادت قطبية الرابطة وبناءا عليه تكون الرابطة الأيونية أكثر قطبية من الرابطة التساهمية القطبية والأخيرة أكثر قطبية من الرابطة التساهمية النقية .



**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 .

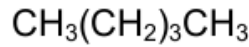
2 - الصيغة المكثفة Condensed formula : تعتبر هذه الصيغة أكثر الصيغ شيوعا حيث تجمع الذرات المتشابهة مع بعضها وتكتب متجاورة بدون خطوط ماعدا الروابط المتضاعفة .

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 .

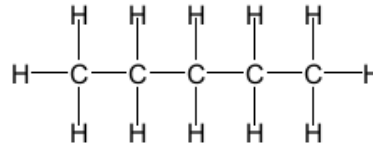
5-1 المركبات التالية كتبت بالصيغة المكثفة أعد كتابتها بالصيغة الهيكلية والصيغة الخطية ؟



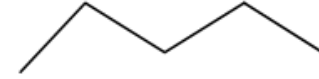
### المركب



### الصيغة الخطية



### الصيغة الهيكلية



يحتوي هذا المركب على 5 ذرات كربون ولمعرفة عدد ذرات الهيدروجين

المرتبطة بالذرة  $\text{C1} = 4 - 1 = 3$  وبالمثل الذرة رقم 5

عدد  $\text{H}$  المرتبطة بالذرة  $\text{C2} = 4 - 2 = 2$  وبالمثل الذرات 3 و 4

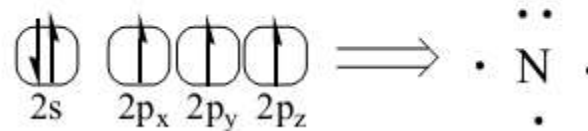
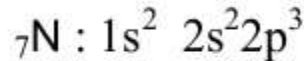
فتكون الصيغة المكتفة  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$



4 - الصيغة النقطية Electron-dot formula : تعرف بتراكيب لويس Lewis structures نسبة للعالم

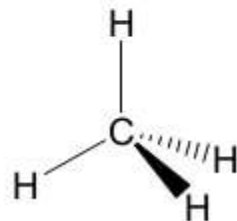
Gilbert N. Lewis حيث تظهر هذه الصيغة إلكترونات التكافؤ على شكل نقاط حول رمز العنصر .

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



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 :-



— يشير إلى الذرات في نفس المستوى

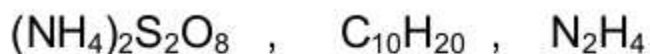
▴ يشير إلى الذرة الأمامية

▮ يشير إلى الذرة الخلفية

**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  $MgCl_2$  ,  $KI$  ,  $AgCl$

**11-1 استخراج الصيغ الأولية من الصيغ الجزيئية التالية ؟**



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

**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 حلقيّة ومركبات غير حلقيّة ) .
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 .

<u>Family name</u>	<u>Function group</u>	<u>Name ending</u>	<u>Simple example</u>
Alkane	C—C	<b>-ane</b>	CH <sub>3</sub> —CH <sub>3</sub>
Alkene	C=C	<b>-ene</b>	CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub>
Alkyne	C≡C	<b>-yne</b>	HC≡CH
Alcohol	C—OH	<b>-ol</b>	CH <sub>3</sub> —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

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

5. تتخذ الروابط الزوجية فراغاً أكبر من الروابط الأحادية .

6. عند وصف الشكل العام لجزئ ما لابد 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 .

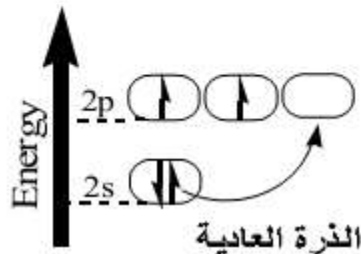
**التهجين Hybridization** : يعطي التهجين تفسيراً لطبيعة الأفلاك الذرية وكيفية اتحادها لتكوين الأفلاك الجزيئية و هو عبارة عن عملية تداخل بين أفلاك الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة ينتج عنها أفلاك جديدة متساوية في الشكل والطاقة .

**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 .

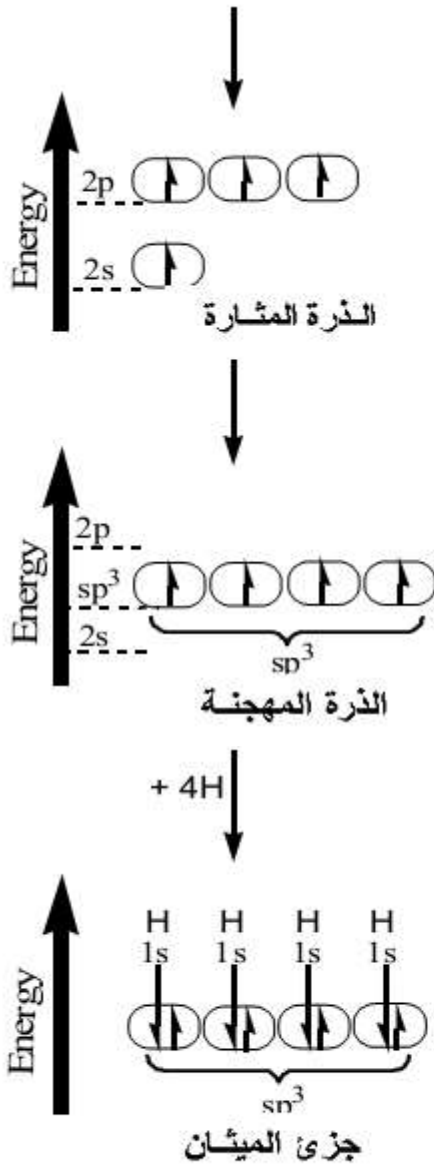
وتتم عملية التهجين بعد إثارة الذرة - نتيجة لامتصاص طاقة - حيث ينتقل إلكترون من فلك فرعي أقل في الطاقة إلى فلك فرعي أعلى في الطاقة .

**تهجين وبناء جزيء Methane CH<sub>4</sub>**

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



1 - من التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أنها تحتوي على مزدوج إلكتروني في الفلك الفرعي 2s وإلكترونين 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 .

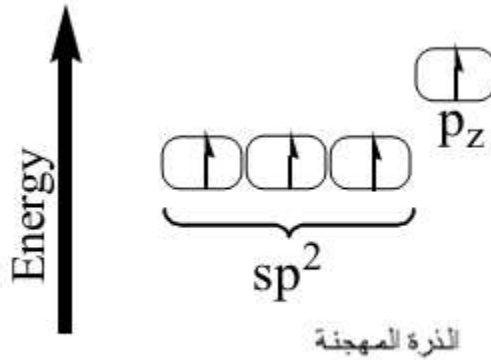
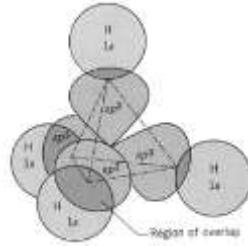
4 - تسمى هذه الأفلاك المهجنة بأفلاك  $sp^3$  لأنها نتجت من تهجين فلك s مع ثلاثة أفلاك p

5 - تتناظر 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 .

تعرف الرابطة sigma على أنها رابطة تتشأ 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



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

يتم تهجين فلك  $2s$  مع فلكين من أفلاك  $2p$  في ذرة الكربون المثارة فتنتج 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  $p$

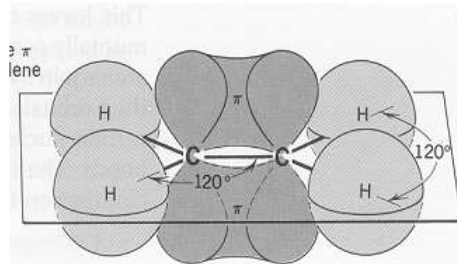
يحدث تنافر بين الأفلاك المهجنة حتى تصل الزوايا بينها إلى  $120^\circ$

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  $\text{C-C}$

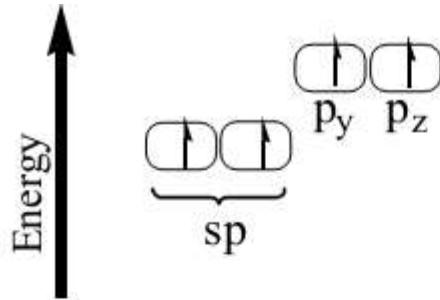


الشكل الهندسي لجزئ الإيثين هو مثلث مسطح **Planar triangle**

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

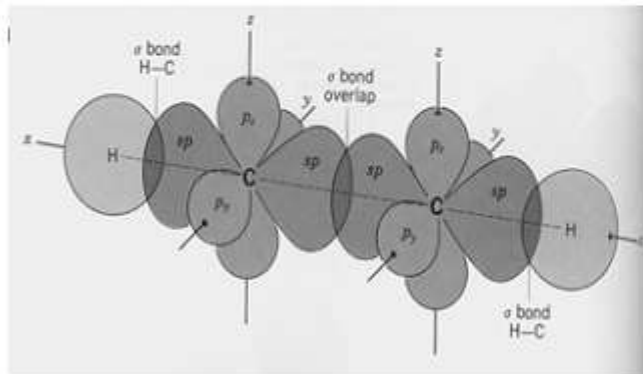
### تهجين وبناء جزئ Ethyne HC≡CH

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  $180^\circ$



الشكل الهندسي Geometry لجزئ الإيثاين هو خطي Linear

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 C-H

✓ تداخل أفلاك sp من كل ذرة كربون ينتج عنه رابطة C-C

ب - تداخل يؤدي إلى تكوين رابطة □

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

مقارنة أطوال روابط C-C الأحادية وتأثرها بالتهجين

<u>molecule</u>	<u>hybrid orbital</u>	<u>bond length (Å<sup>0</sup>)</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

**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

## أولا / قوى فاندر فال ( 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 قليلا فتؤدي إلى استقطاب بسيط يتكون بصورة مؤقتة ( استقطاب لحظي ) .

## ثانيا / القوى بين الجزيئات القطبية

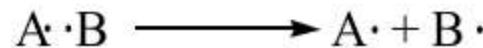
هي القوى الناشئة عند أقطاب الجزيئات المستقطبة استقطاب دائم والناجم عن التوزيع غير المنتظم لإلكترونات الروابط وهذا النوع من القوى يكون أقوى بكثير من قوى فاندر فال .

## ثالثا / الروابط الهيدروجينية

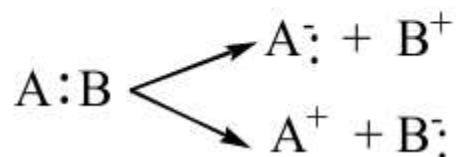
هي رابطة تنشأ عندما تتواجد ذرة الهيدروجين بين ذرتين لهما كهروسالبية عالية وتحمل أزواج إلكترونية غير رابطة ( N , O , F ) بشرط أن تكون مرتبطة مع إحداها تساهميا .

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

**الانشطار المتجانس Homolytic cleavage :** يحدث عندما تنشطر الرابطة التساهمية بحيث يحتفظ كل جزء ناتج بالإلكترون من إلكترونات الرابطة ويسمى بالجنر الحر Free radical

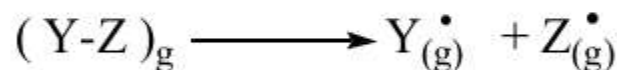


الانشطار غير المتجانس Heterolytic cleavage : يحدث عندما تنشطر الرابطة التساهمية بحيث يحتفظ أحد الجزئين الناتجين بالكتروني الرابطة ويسمى كل جزء بالأيون Ion

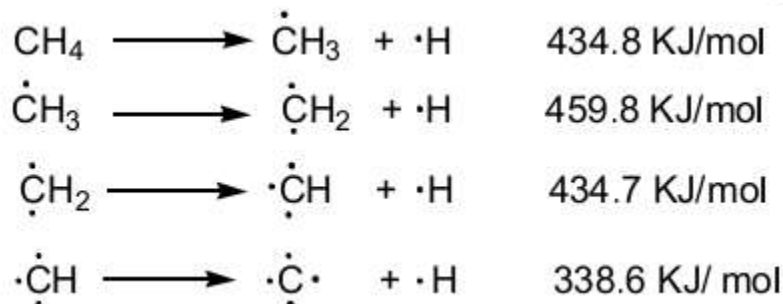


طاقة الرابطة Bond energies : هناك نوعان من طاقة الرابطة هما :-

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



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





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

### العزم القطبي للجزيئات غير القطبية Nonpolar molecules

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

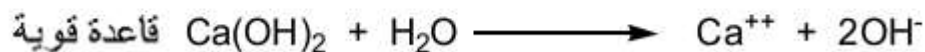
### العزم القطبي لجزيئات القطبية Polar molecules

formula	CH <sub>3</sub> Cl	SO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub>	NF <sub>3</sub>
μ (D)	1.87	1.63	1.85	1.47	0.24

### الأحماض والقواعد Acids and Bases

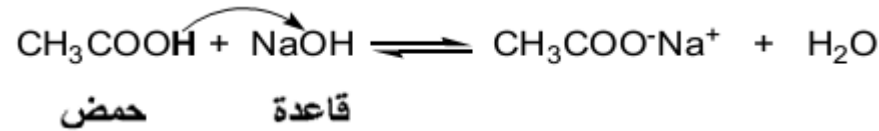
#### نظرية أرهينيوس Arrhenius theory

حيث عرف الحمض على أنه المادة التي عند ذوبانها في الماء تتأين مكونه أيونات الهيدروجين الموجبة H<sup>+</sup> ( البروتونات ) ، والقاعدة هي المادة التي تطلق أيونات الهيدروكسيد السالبة OH<sup>-</sup>



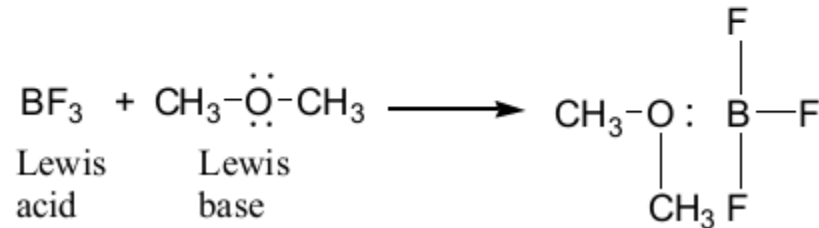
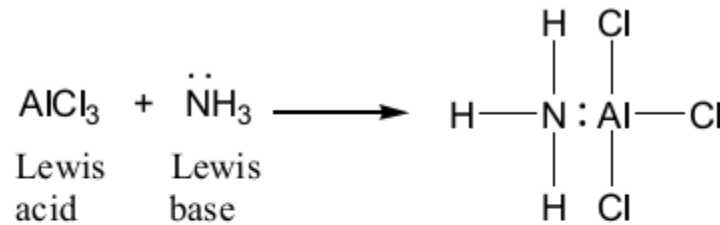
## نظرية برونستند – لوري Bronsted-Lowry theory

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



## 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

## تصنيف المذيبات العضوية classification of solvents

1. المذيبات البروتونية وغير البروتونية protic and aprotic

2. المذيبات القطبية وغير القطبية polar and apolar

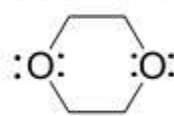
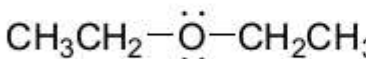
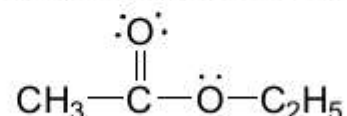
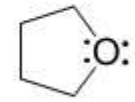
3. المذيبات المانحة وغير المانحة donor and nondonor

فيما يلي أمثلة لخواص بعض المذيبات العضوية الشائعة

i. من المذيبات غير القطبية مثل :

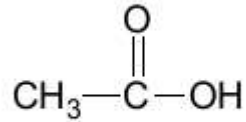
Hexane	, CCl <sub>4</sub>	, Benzene	, CH <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	, CHCl <sub>3</sub>
$\epsilon = 1.9$	2.2	2.3	8.9	4.8
bp = 68.7°C	76.8°C	80°C	39.8°C	61.2°C

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

1,4-Dioxan	, Diethyl ether [Et <sub>2</sub> O]	, Ethyl acetate [EtOAc]	, Tetrahydrofuran [THF]
			
$\epsilon = 2.2$	4.3	6.0	7.6
bp = 101.3°C	34.6°C	77.1°C	66°C

.iii بعض المذيبات غير القطبية تكون بروتونية ومالحة مثل :

Acetic acid [HOAc]



$$\epsilon = 6.1$$

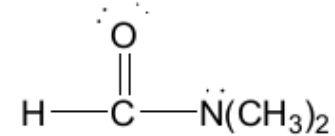
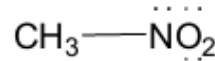
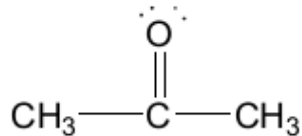
$$\text{bp} = 117.9^\circ\text{C}$$

.iv بعض المذيبات القطبية تكون مالحة وغير بروتونية مثل :

Acetone[Me<sub>2</sub>CO , DMK] ,

Nitromethane[MeNO<sub>2</sub>] ,

*N,N*-Dimethyl formamide[DMF]



$$\epsilon = 21$$

$$36$$

$$37$$

$$\text{bp} = 56.3^\circ\text{C}$$

$$101.2^\circ\text{C}$$

$$153^\circ\text{C}$$

.v بعض المذيبات القطبية تكون مالحة وبروتونية مثل :

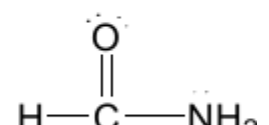
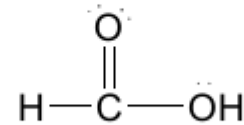
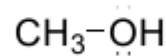
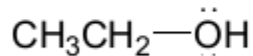
Ethanol[EtOH]

Methanol[MrOH]

Formic acid

Water

Formamide



$$\epsilon = 25$$

$$33$$

$$59$$

$$78$$

$$111$$

$$\text{bp} = 78.3^\circ\text{C}$$

$$64.7^\circ\text{C}$$

$$100.6^\circ\text{C}$$

$$100^\circ\text{C}$$

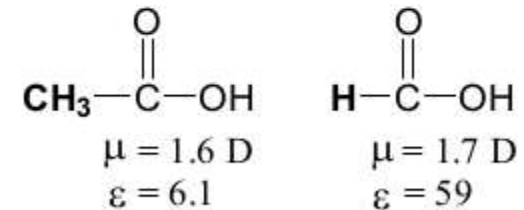
$$211^\circ\text{C}$$

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 .

- إن لكلمة قطبي *polar* استعمالين في الكيمياء العضوية فعندما نقول على جزئ أنه قطبي فأنا نشير بذلك إلى العزم القطبي للجزئ  $\mu$  ، وعندما نقول مذيب قطبي فأنا 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 الجزئان لهما نفس المجموعة الوظيفية ومتشابهان جدا في التركيب البنائي ولهما عزم قطبي متقارب وكل من الجزئان 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 .



## 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 مقدرتها على تكوين روابط هيدروجينية بين الجزيئات لإذابة المواد البروتونية في التفاعلات الكيميائية .

ذوبانية المركبات الأيونية : من المهم للمتفاعل 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 .