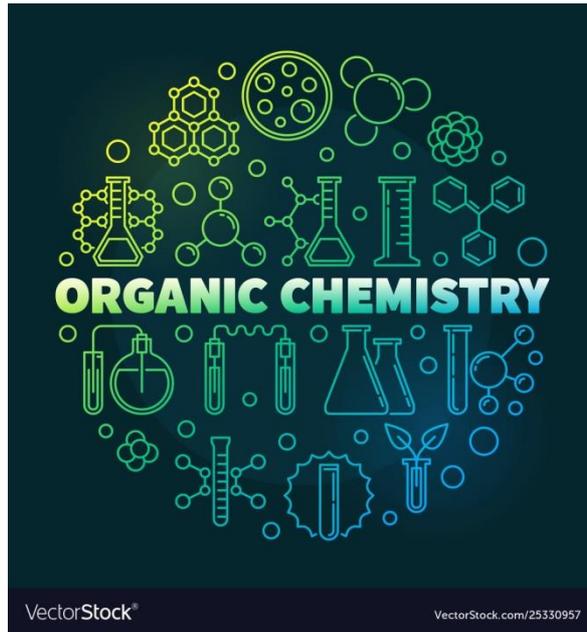


الكيمياء العضوية مرحلة اولى

اسس عامه للكيمياء العضوية

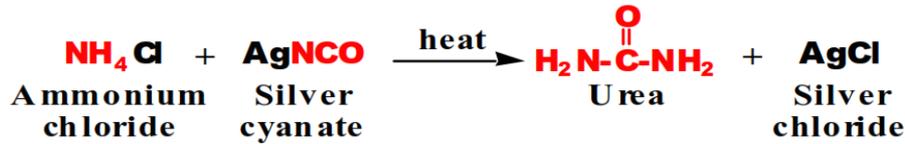


الكيمياء العضوية

الكيمياء العضوية هي الكيمياء التي تهتم بدراسة المركبات التي تحتوي على الكربون كمكون اساسي.. وضعت المركبات التي تحتوي على الكربون في فرع واحد من الكيمياء بينما المركبات التي تحتوي على عناصر اخرى في فرع اخر. أطلق اسم عضوي على المركبات التي تنتجها الكائنات الحية والمركبات غير عضوية على المركبات التي تتواجد في صخور او المعادن. والاعتقاد السائد ان المركبات العضوية لا تخلق في المعمل من مواد غير العضوية ولكن اعتقدوا ان الكائنات الدقيقة لديها قوة حيوية ضرورية لإنتاج تلك المركبات.

نظرية القوة الحيوية Vital Force Theory

أكدت هذه النظرية بأن مصدر الوحيد للمركبات العضوية هو الكائن الحي ولا يمكن تصنيعها في المختبر وتنص على ان هناك قوة حيوية داخل انسجة الكائنات الحية تعمل على تخليق المركبات العضوية داخلها. الى ان تمكن فوهلر 1828 من تخليق اليوريا (مركب عضوي) من تفاعل كلوريد الامونيوم وسيانات الفضة.



ثم تمكن العالم هيرمان كولبي من تحضير حامض الخليك من عناصره الأساسية: الكربون والهيدروجين والاكسجين وتمكن العالم مارسيلين بيرثيلو من تحضير غازي الميثان والاستلين ... ثم أدركوا علماء الكيمياء من امكانية تحضير المركبات العضوية في المختبر وبهذا فقدت نظرية القوة الحيوية أهميتها.

مصادر الحصول على مركبات العضوية

- 1= العزل من الطبيعية
تعتبر الكائنات الحية مصانع كيميائية مثل النبات والحيوان والكائنات الحية الدقيقة مثل البكتريا وتسمى هذه العملية بالتخليق الحيوي. كذلك الفحم والبتترول من المركبات العضوية الطبيعية.
- 2= التخليق
وهنا يتم الحصول على المركبات العضوية سنويا عن طريق التحضير بالمختبر.

س/ كيف يمكن التمييز بين المركبات العضوية وغير العضوية وضح ذلك.

التركيب الذري

Atomic Structure

الذرة Atom

تعتبر أصغر جزء في العنصر المفرد وهي تحمل بعض خواص العنصر الكيميائية. ويعرف العنصر على أنه الوحدة البنائية الأساسية لجميع المواد الحية وغير الحية، وان اختلاف ذرات العناصر يؤدي الى اختلاف خواصها.

الذرة تتكون من نواة تتركز فيها كتلة الذرة، والكترونات تدور حول النواة في مسارات محددة. والنواة تتكون من بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة والالكترونات سالبة الشحنة لتكون الذرة متعادلة.

| | | |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------|
|  | ديموقريطوس (460 – 370) (ق.م.) | 500 – 100 (ق.م.) |
|  | أرسطو (384 – 322) (ق.م.) | 400 – 300 (ق.م.) |
|  | دالتون (1766 – 1844) | 1850 – 1700 (ب.م) |
|     | طومسون (1856 – 1940) رذرفورد (1871 – 1931) بور (1885 – 1962) تشادويك (1891 – 1974) | 1850 – 1900 (ب.م) |

كيف تطوّر نموذج الذرة عبر التاريخ

1- في القرن الخامس قبل الميلاد عبر الفيلسوف اليوناني **ديمقريطس** عن اعتقاده بأن المواد جميعها تتألف من جسيمات صغيرة جدا غير قابلة للتجزئة وقد سماها ذرات (وتعني الشي الذي لا يمكن تجزئته او قطعه).

2- نموذج دالتون

ثم جاء العالم الانكليزي جون دالتون 1808 تعريفا دقيقا لمكونات المادة غير القابلة للتجزئة التي نسميها الذرات. يعد عمل دالتون بداية الكيمياء الحديثة ... وتتلخص فرضيات دالتون على:

- الذرات في العنصر الواحد جميعها متماثلة في الحجم والكتلة والخواص الكيميائية في حين تختلف الذرات العنصر الواحد عن ذرات العناصر الأخرى جميعها.
- تتكون المركبات من ذرات أكثر من عنصر.
- يتضمن تفاعل الكيميائي فصل الذرات أو اتحادها أو إعادة ترتيبها والمادة لا تفنى ولا تستحدث.
- لكن دالتون لم يتطرق إلى وصف بناء الذرات أو مكوناتها. وكيفية الذرة.
- تصور دالتون أن الذرة صغيرة جداً ولا تتجزأ وإنما تتكون من جسيمات ذرية.

3- نموذج طومسون Thomson Model

افتراض أن الذرة عبارة عن كرة تتوزع على سطحها جسيمات سالبة الشحنة.

4- نموذج رذرفورد Rutherford Model

- ❖ تشبه الذرة المجموعة الشمسية (تدور الإلكترونات سالبة الشحنة حول نواة مركزية).
- ❖ معظم الذرة فراغ، وحجم النواة صغير جداً بالنسبة لحجم الذرة.
- ❖ تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الإلكترونات صغيره جداً).
- ❖ يوجد في الذرات نوعان من الشحنة (شحنة موجبة في النواة تسمى بروتونات وشحنة سالبة حول نواة تسمى الإلكترونات).
- ❖ تدور الإلكترونات حول نواة في مدارات خاصة.
- ❖ حين يدور الإلكترون حول نواة يخضع للقوتين الأولى قوة جذبها للإلكترونات والثانية القوة المركزية الناشئة عن دوران الإلكترونات حول نواة.

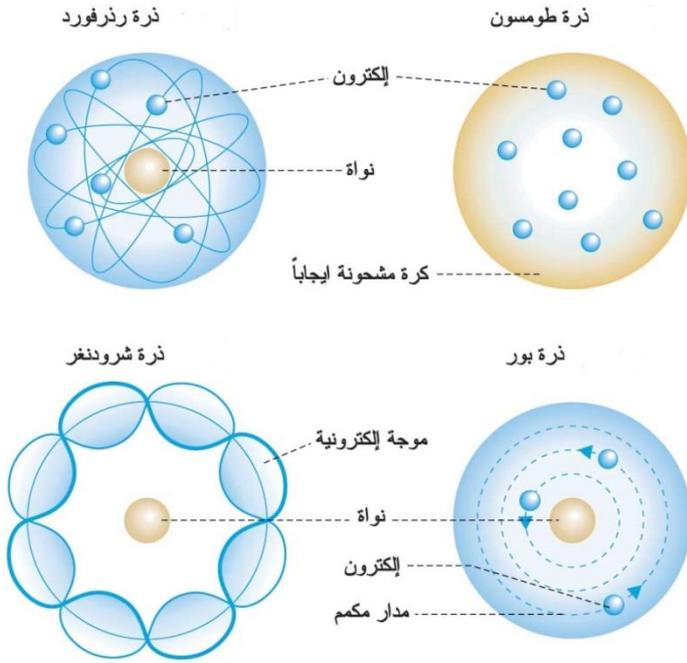
5- نموذج بور Bohr Model

- ❖ يدور الإلكترون حول النواة في مدار ثابت.
- ❖ للذرات عدد من المدارات لكل منها نصف قطر ثابت وطاقة محددة ويمثل كل مدار مستوى معيناً من الطاقة ويشار إليه بالحرف (n) الذي يتخذ قيمة عددية صحيحة بدءاً من $n=1$ وهو الأقرب إلى نواة وصولاً إلى ($n=\infty$) ويكون الكتلون بعيداً عن النواة.
- ❖ لا يشع الإلكترون الطاقة ولا يمتصها ما دام يدور في المسار نفسه حول نواة.
- ❖ يمكن للإلكترون أن ينتقل من مستوى طاقة إلى مستوى آخر. إذا غير طاقته بما يتناسب مع طاقة المستوى الجديد. فعند إثارة الذرة يمتص الإلكترون طاقة لينتقل إلى مستوى أعلى، ويشع طاقة إذا انتقل إلى مستوى أدنى.

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة Wave – Mechanical Atom Model

- ❖ بعد النجاح الذي حققته نظرية بور في تفسير طيف الهيدروجين.
- ❖ استخدم العالم النمساوي شرودنجر الرياضيات في دراسة ذرة الهيدروجين فاستنتج معادلة رياضية معقدة توضح مستويات الطاقة المختلفة التي يحتلها الإلكترون في ذرة الهيدروجين وطبيعة حركة الإلكترون في كل منها حول نواة... معتمداً على طبيعته الموجية.
- ❖ وقد نتج عن حل معادلة شرودنجر وصف لوضع الإلكترون يتمثل في ثلاثة أعداد عرفت بأعداد الكم تبين هذه الأعداد موضع الإلكترون في الذرة وطاقته وشكل حركته حول نواة في أبعادها الثلاثة، واتجاه محور حركته الدوراني حول النواة ثم أضيف عدد الكم الرابع يصف اتجاه دوران الإلكترون المحوري حول نفسه.

- ❖ ونظرا لطبيعة الحركة الموجية للإلكترون حول نواة في ابعاده الثلاثة يصعب تعيين موقعه بالنسبة الى نواة في اية لحظة باي وسيلة علمية ممكنة بدون ان تؤثر تلك الوسيلة على سرعة الإلكترون .
- ❖ وبالتالي يمكن أن نتحدث عما يعرف بالسحابة الالكترونية Electron Cloud حول النواة ومعدل بعد الإلكترون عن النواة في حركته ضمن اي مستوى طاقة يستقر فيه بحركة موجية مستمرة وقد اطلق على المنطقة الفراغية حول النواة التي يكون فيها اكبر احتمال لوجود الإلكترون اسم الفلك الذري او (اوربيتال الذري) Atomic Orbital

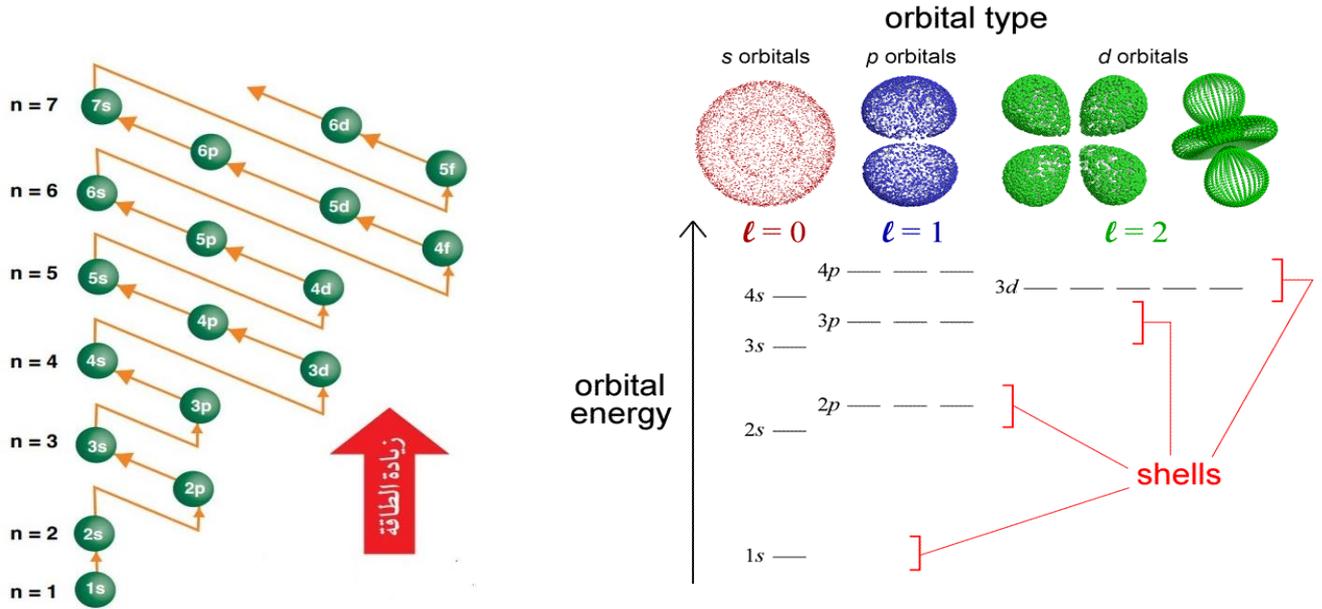
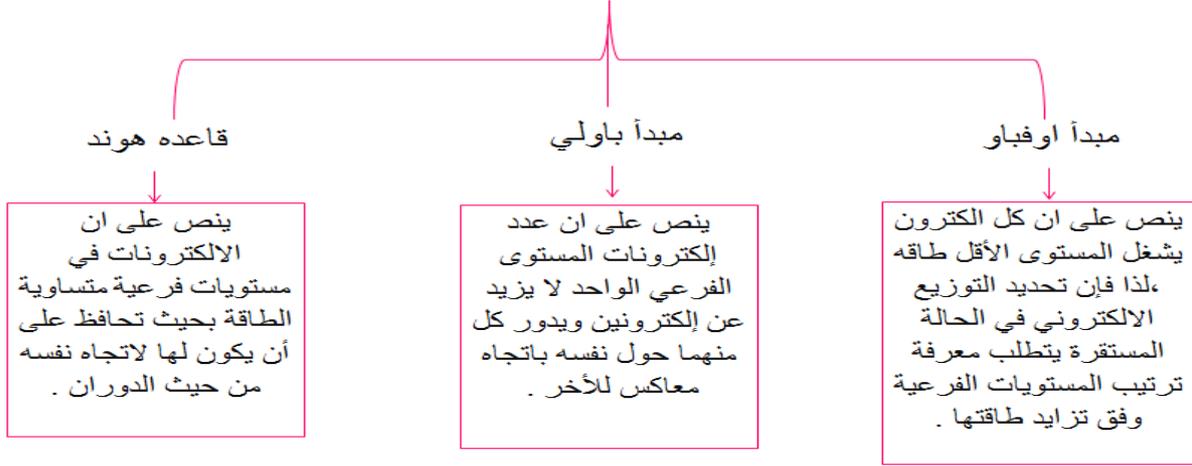


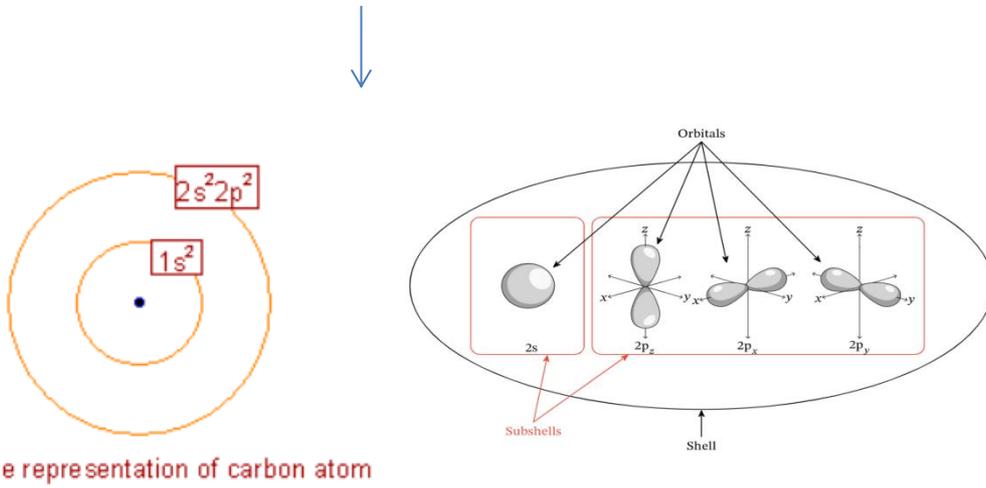
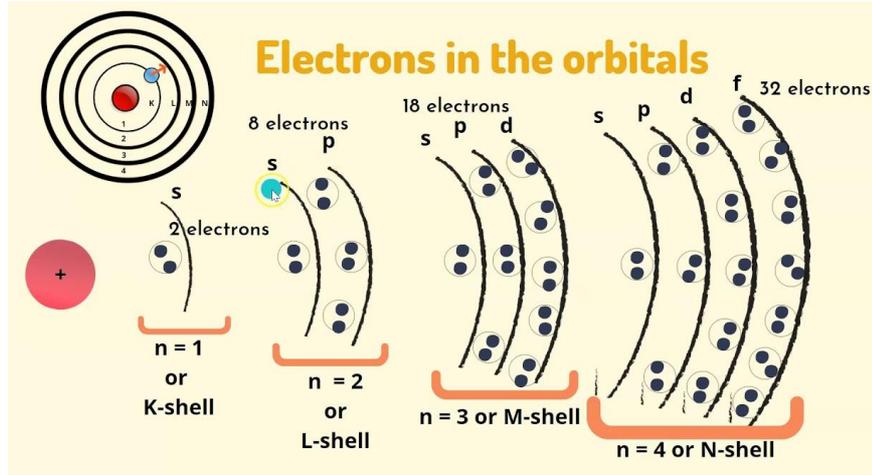
ماذا يقصد بترتيب الإلكترونات (التوزيع الإلكتروني) للعناصر

أن التوزيع الإلكتروني للعناصر يعطينا انطباع على طبيعة العنصر وتكافؤه ونوع الروابط التي يمكن ان يكونها ويتم توزيع الإلكترونات حول النواة في المدارات الفرعية وفقا للمبادئ الآتية:..

- * مبدأ أوف باو
- * مبدأ باولي للاستثناء
- * قاعدة هوند

قواعد التوزيع الإلكتروني





العنصر الكيميائي

هو مادة كيميائية لا يمكن تجزئتها، خالصة متكونة من ذرة وحيدة فريدة من نوعها، يميزها العدد الذري وهو عدد بروتونات نواة الذرة. يندرج كل عنصر تحت تصنيف: فلز أو شبه فلز أو لافلز. وتنظم العناصر في الجدول الدوري. وسواء كانت تلك المادة قليلة أو كثيرة، وأطلق على كل عنصر اسم (ورمز) يعرف به ويتميز بخاصية خاصة به.

المركبات : المركب الكيميائي هو مادة كيميائية تكونت من عنصرين أو أكثر، بنسبة ثابتة تحدد تركيبه، فمثلا الماء (H_2O) مركب يتكون من الهيدروجين والأكسجين بنسبة 1:2

الجدول الدوري

يتم جدولة العناصر على شكل دورات وزمرات . يقع كل عنصر في الجدول حسب عدد الإلكترونات في الغلاف الخارجي وبكل المستويات الثانوية. يطلق على العنصر انه زمرة ثانية إذا كان مجموع الإلكترونات الأخيرة في الغلاف الأخير = 2
ان العناصر في كل مجموعة عمودية تمتلك نفس التوزيع الإلكتروني للغلاف الخارجي والإلكترونات تقع في مستويات طاقة كمية ... فمثلا زمرة الهالوجينات كلها تحتوي على سبع الكترونات في الغلاف الخارجي تظهر خواص كيميائية متشابهة.

تعريف الاوربيتال الجزيئي Molecular orbital

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

الاوربيتالات الذرية Atomic Orbitals

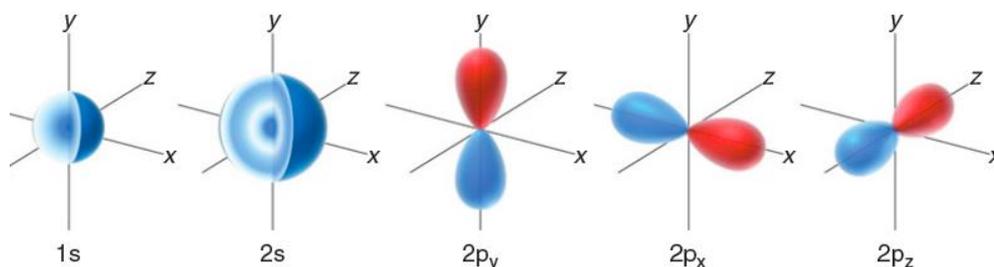
- ان مربع الدالة الموجية يمكن ان يعطي معنى فيزيائي دقيق يعبر عن احتمال وجود الالكترون في موقع معين من الفراغ بحيث كلما كانت قيمة مربع الدالة الموجية كبيراً في وحدة الحجم من الفراغ كان احتمال وجود الالكترون في ذلك الحجم كبيراً وتكون الكثافة الالكترونية عالية ولقد ساهمت الاوربيتالات الذرية في توضيح كيفية اتحاد الذرات لتكوين الجزيئات.

أشكال الاوربيتالات Orbital's Shapes

الاوربيتال الذري هو منطقة من الفراغ حول النواة التي يكون فيها احتمال وجود الالكترون أكبر ما يمكن وتسمى بالسحابة الالكترونية Electron cloud.

تقسم الاغلفة الرئيسية الى اوربيتالات فرعية تساوي رقم الغلاف الرئيسي ويعبر عنها بالرموز (f, d, p, s) وتدل هذه الاوربيتالات الفرعية لأغلفة الطاقة على اشكال المسارات التي تتبعها الالكترونات اثناء دورانها حول النواة.

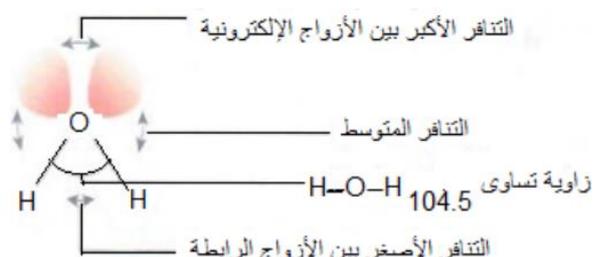
اشكال الاوربيتالات (الاوربيتالات الذرية) قبل التهجين



قبل الخوض بأنماط التهجين يجب أن نتعرف على نظرية تنافر الزوج الإلكتروني لما له أهمية في أنماط التهجين .

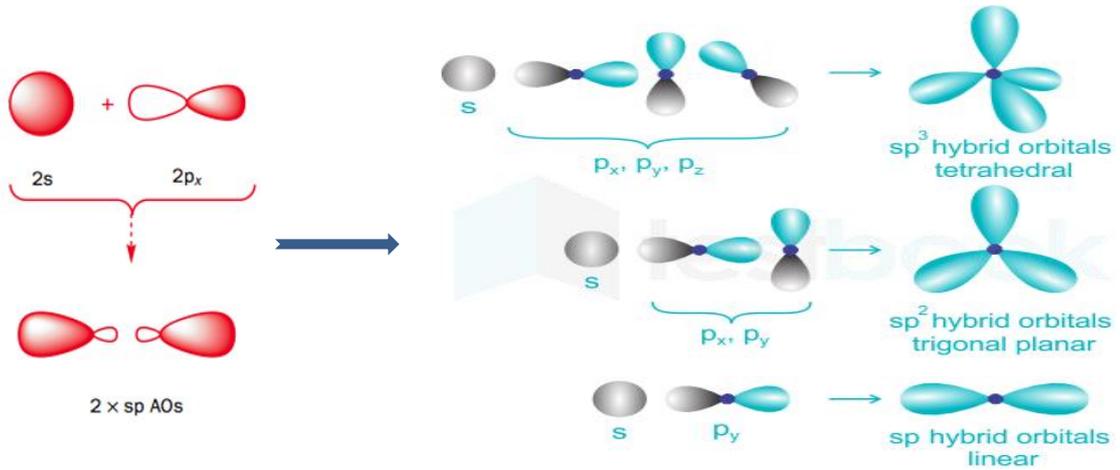
نظرية تنافر الأزواج الإلكترونية

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

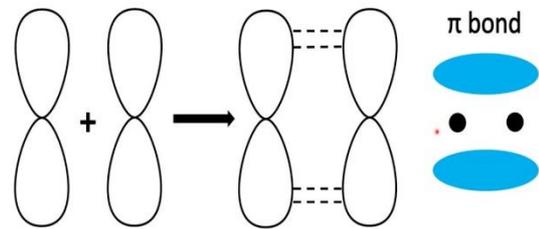


- (1) تفسير كيفية تكون الرابطة التساهمية.
- (2) وضع مفهوم جديد في الكيمياء يسمى التهجين.
- (3) تحديد وتفسير الشكل الفراغي للجزيئات.
- (4) تحديد الزاوية بين الروابط bond angle.

| الشكل الهندسي | الزوايا بين الروابط (تقريباً) | اسم الشكل الهندسي |
|---------------|-------------------------------|---------------------|
| | 180° | خطي |
| | 104.5° | منحني |
| | 120° | مثلث متساوي الأضلاع |
| | 107° | هرم ثلاثي |
| | 109.5° | رباعي الأوجه منتظم |



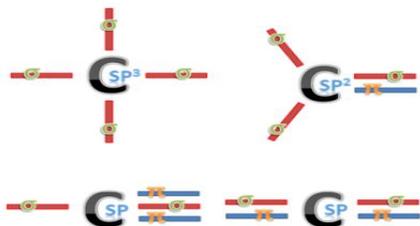
| Examples of sigma bonds between s and p orbitals | s orbital | p orbital |
|--------------------------------------------------|-----------|-----------|
| s orbital | | |
| p orbital | | |
| p orbital | | |



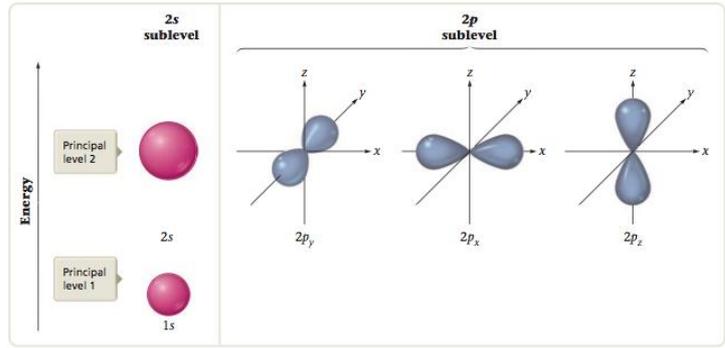
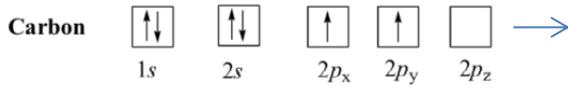
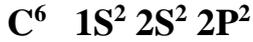
تهجين ذرة الكربون

التكافؤ الرباعي للكربون ... هو التكافؤ السائد في المركبات العضوية سواء كانت ذرات الكربون مرتبطة ببعضها أو مرتبطة بذرات أي عنصر آخر. ومثل هذا التكافؤ يمكن تحقيقه عن طريق أربعة اواصر فردية أو أصرتين فرديتين واصرة مزدوجة أو أصرتين مزدوجتين أو اصرة فردية وأخرى ثلاثية.

انواع الاواصر التي تكونها ذرة الكربون.



التوزيع الالكتروني للكربون هو



فإذا كان إنشاء اصرة سكما بين الكربون والهيدروجين يتم بإسهام كل ذرة بالكترون فإننا نستنتج من إلكترونيين مفردين في مستوى p ان للكربون قدرة على إنشاء أصرتين تساهميتين فقط ليتكون CH_2 لكننا نعرف ان ابسط مركب للكربون هو CH_4 , وأن الكربون رباعي التكافؤ في معظم مركباته وحيث إن عدد تكون عدد أكبر من اواصر يعطي الذرة ثباتا أعلى يتوازي مع ما يفقد من طاقة لدى تكون الاواصر. فإن ذرة الكربون تكون بالفعل أربع اواصر لذلك لا بد من وجود أربع أوربيبتالات متماثلة يوجد في كل منها الكترون واحد وتكون في المستوى الخارجي وبما أن اوربيبتال 2p الفارغ لا يختلف كثيرا في طاقته عن فلك 2s فمن السهل ان يرقى الكترون من اوربيبتال 2s الى اوربيبتال 2p فيصبح في ذرة الكربون اربع الكترونات مفردة ونصفها عندئذ بأنها ذرة مثارة .Exited

التهجين في جزيئة methane CH_4

=1 تهجين sp^3

$$H_1 = 1s$$

$$C_6 = 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^2$$

- (1) من التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أنها تحتوى على مزدوج إلكتروني في الاوربيبتال الفرعي (2s) وإلكترونيين مفردين في الاوربيبتال الفرعي (2p).
- (2) عند إثارة الذرة ينتقل إلكترون من الاوربيبتال الفرعي (2s) إلى الاوربيبتال الفرعي (2p) فتمتلك بذلك ذرة الكربون 4 أوربيبتالات نصف ممتلئة ولكنها غير متماثلة في الشكل والطاقة.
- (3) يحدث تهجين بين أوربيبتال (2s) وأوربيبتالات (2p) في مستوى طاقة اعلى من مستوى طاقة الاوربيبتال (2s) وأقل من مستوى طاقة الاوربيبتال (2p) فتتكون 4 أوربيبتالات متماثلة في الشكل والطاقة.
- (4) تسمى الأوربيبتالات المهجنة بأوربيبتالات (sp^3) لأنها نتجت من تهجين اوربيبتال (s) مع ثلاثة

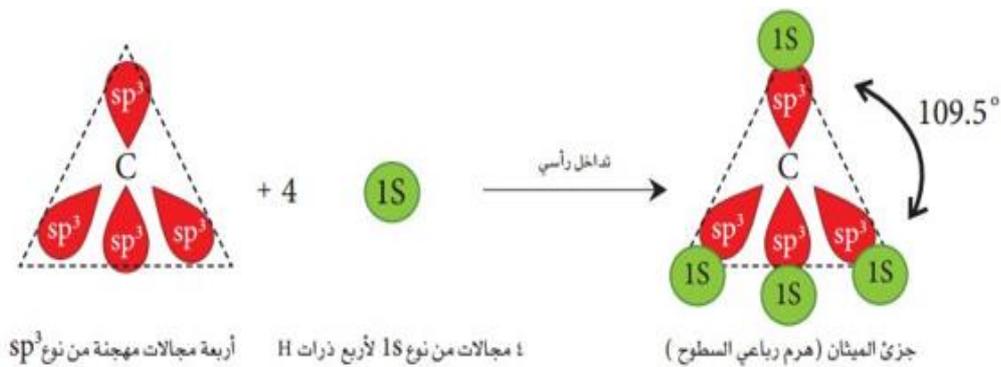
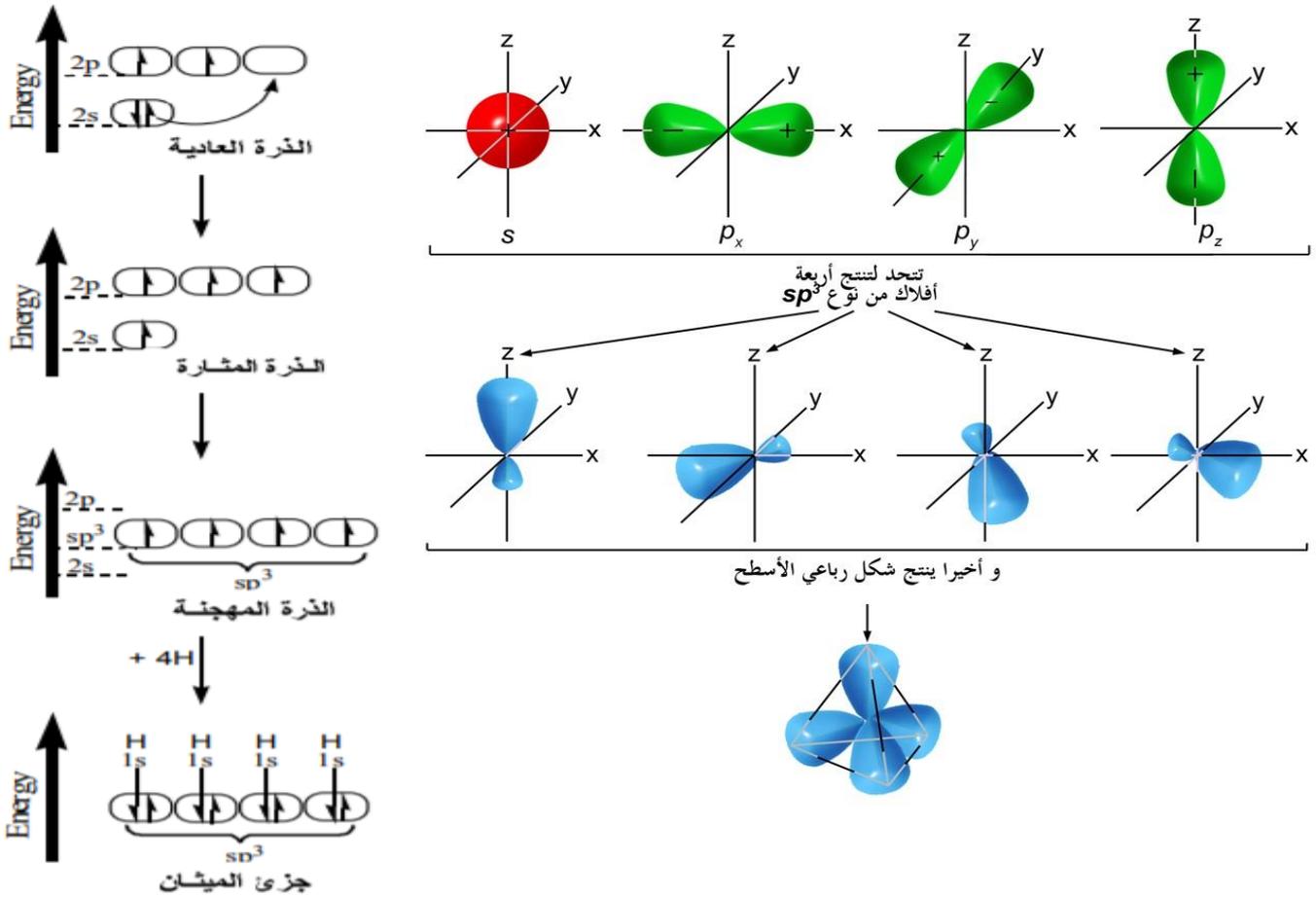
أوربيتالات (p).

(5) تتنافر الأوربيتالات المهجنة فيما بينها حتى تصل زوايا الربط (Bond angle) إلى 109.5° .

(6) يتم التداخل بين الأوربيتالات المهجنة وأوربيتال (1s) لأربع ذرات هيدروجين فتتكون 4 روابط تساهمية

أحادية من النوع سيجمما (Sigma bond) وبذلك يتكون جزئ الميثان.

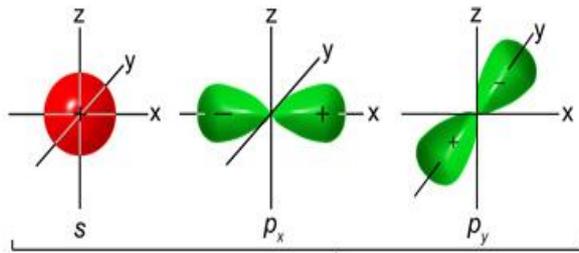
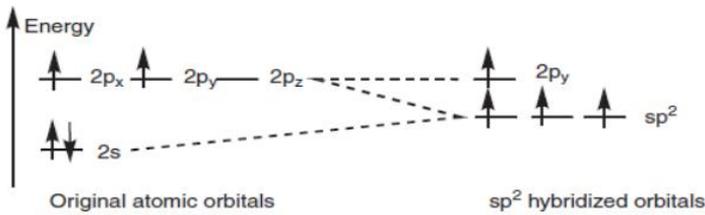
(7) عدد الروابط المتكونة في جزئ الميثان أربعة روابط كلها من النوع سيجمما.





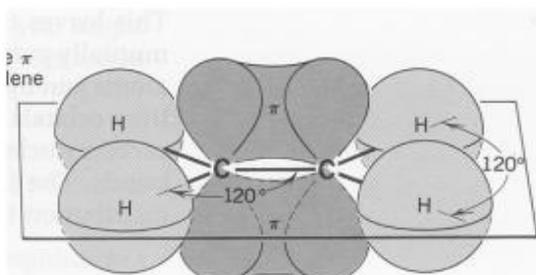
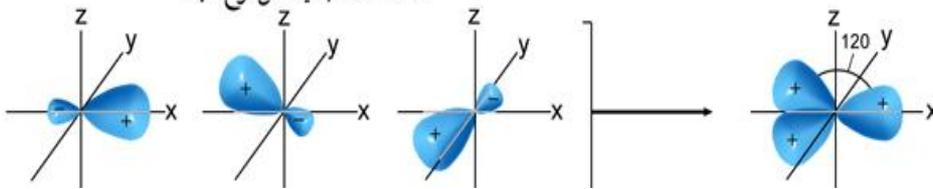
تُهجين =2 SP² تهجين في جزيئة الاثلين CH₂=CH₂

ويكون الترتيب الالكتروني لذرة الكربون

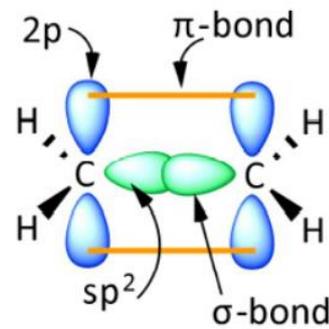


تتحد الأفلاك الثلاثة لتنتج

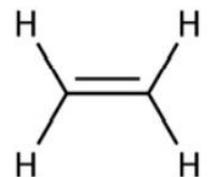
ثلاثة أفلاك جديدة من نوع sp²

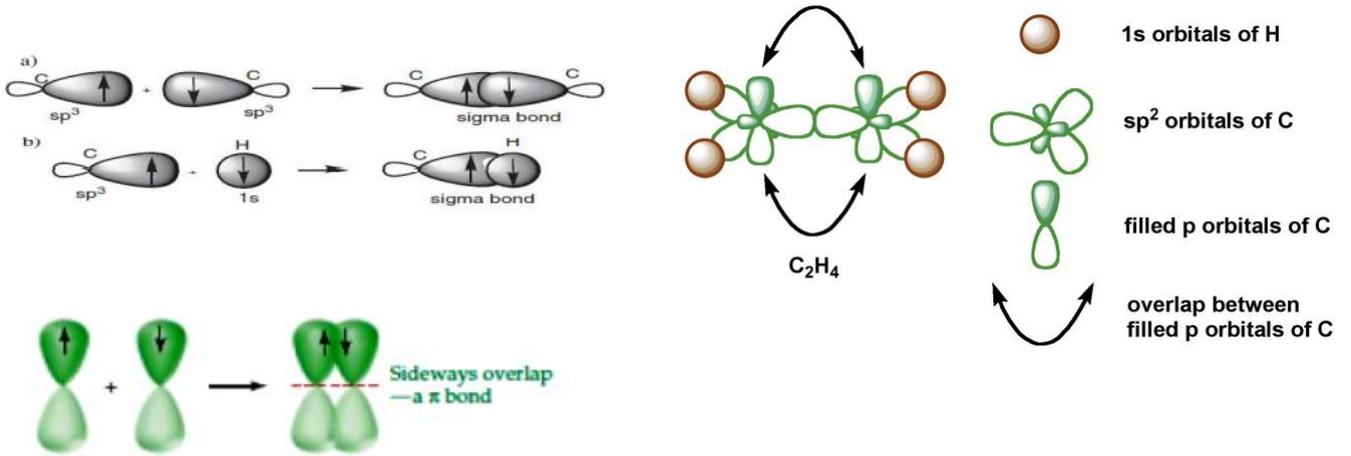


الشكل الهندسي لجزيئ الإيثين هو مثلث مسطح
Planar triangle



Ethene

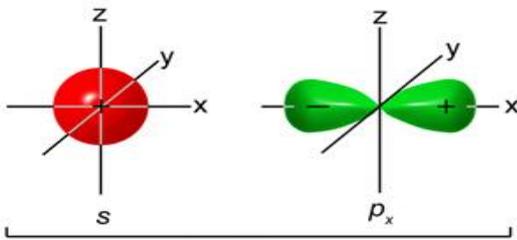
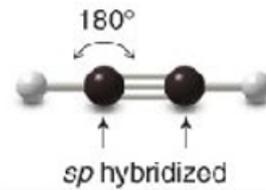
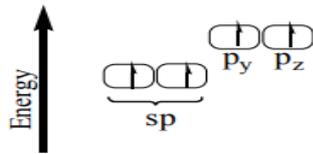




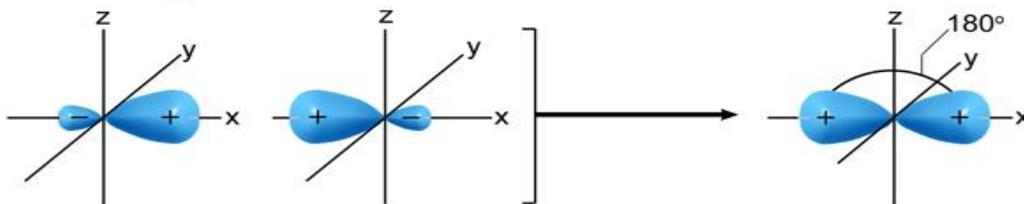
Ethyne $HC\equiv CH$

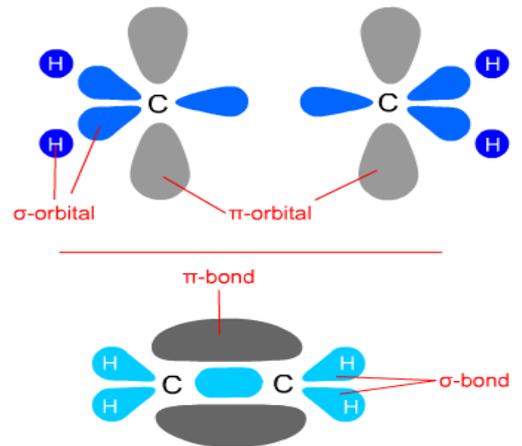
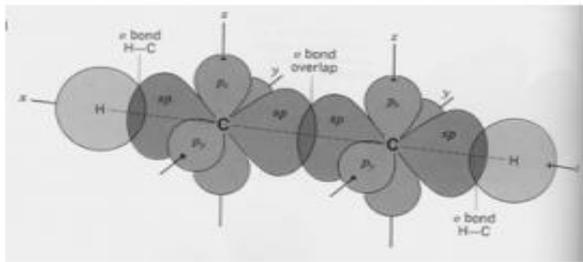
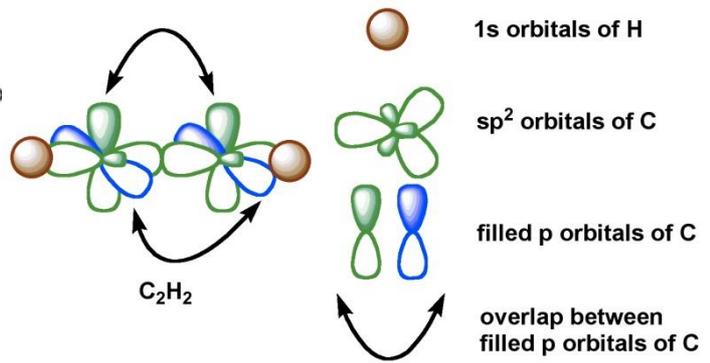
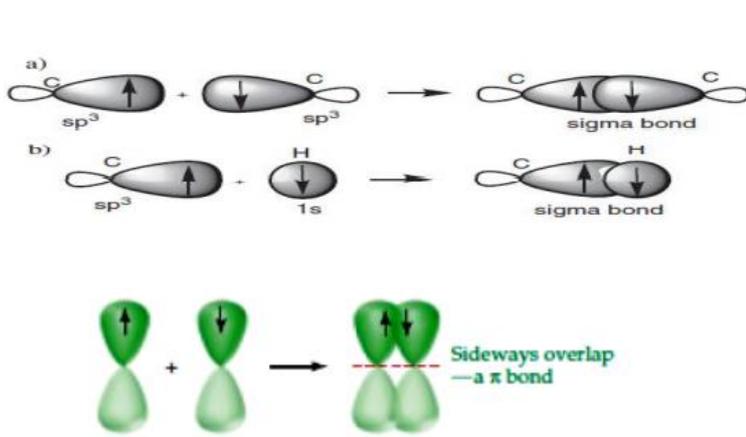
تهجين في جزيئة

SP تهجين =3



يتحد كلا الفلكين لانتاج
فلكين جديدين من نوع sp

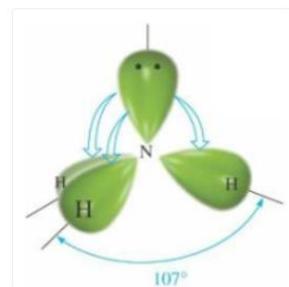
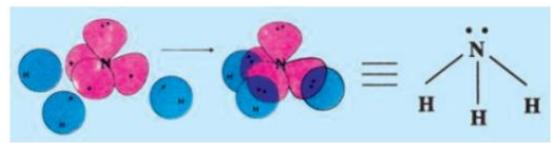
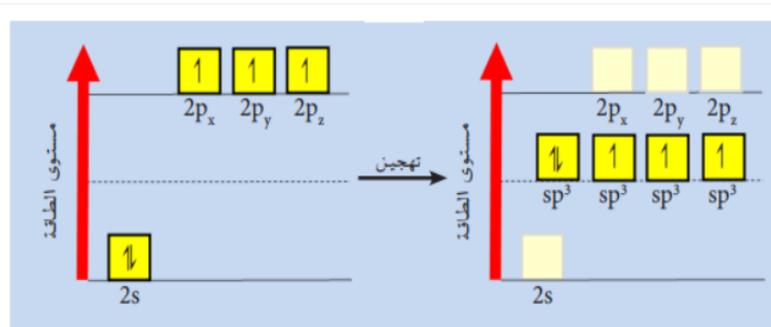




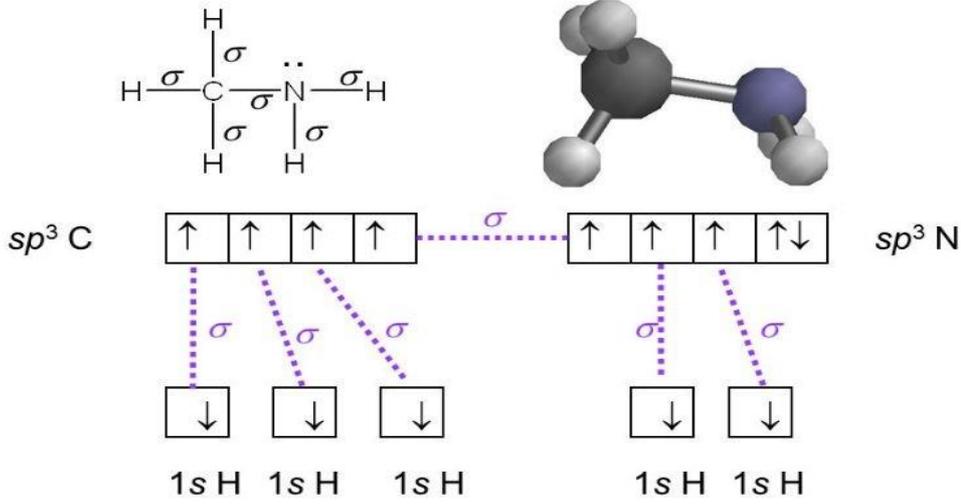
الشكل الهندسي Geometry لجزئ
الإيثاين هو خطي Linear

النايتروجين

=A تهجين الامونيا NH₃



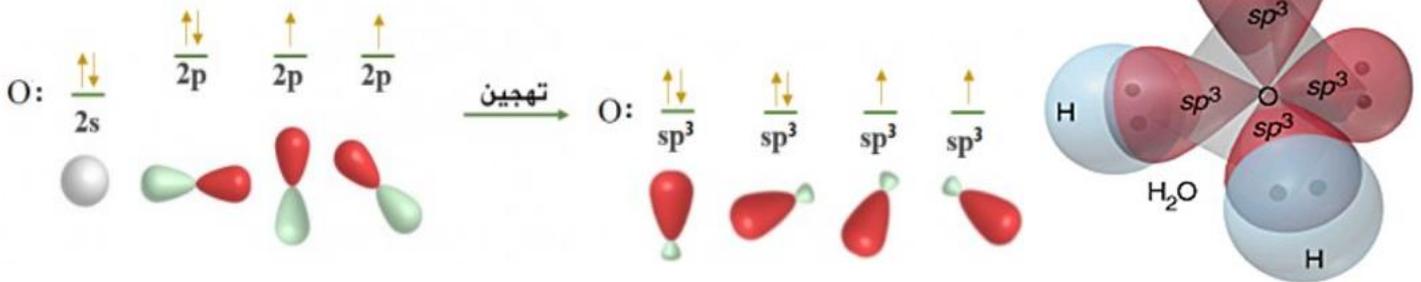
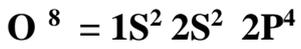
=B ميثايل امين



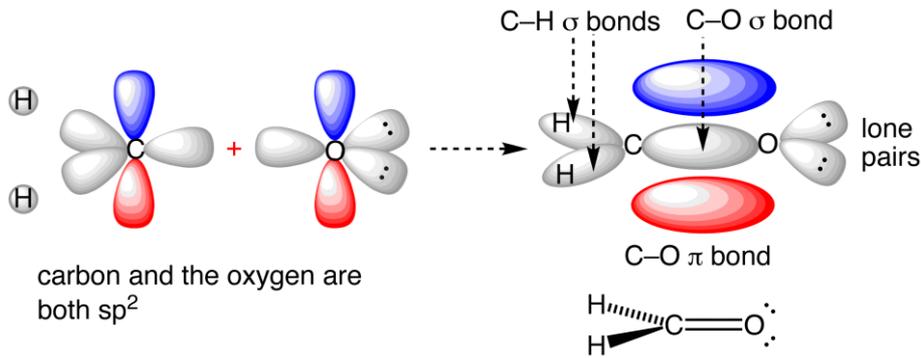
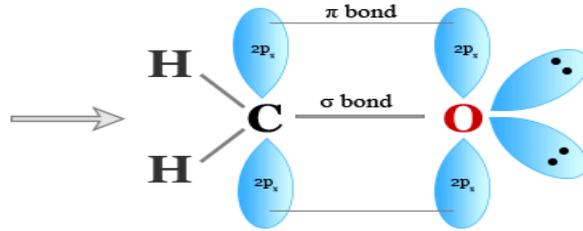
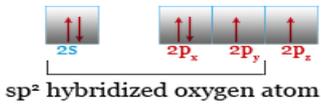
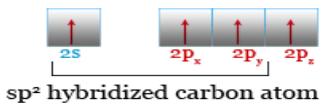
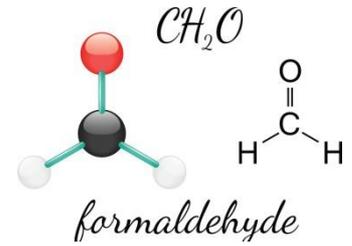
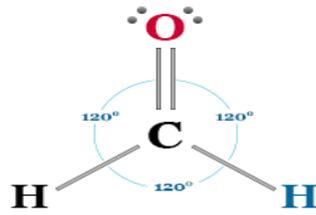
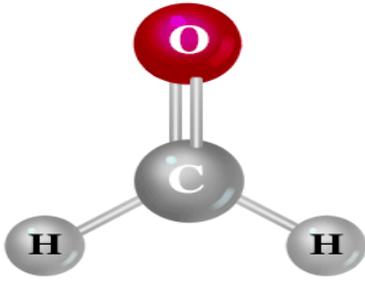
الاوكسجين

SP³

=A تهجين جزيئة الماء H₂O



فورمالديهايد = B

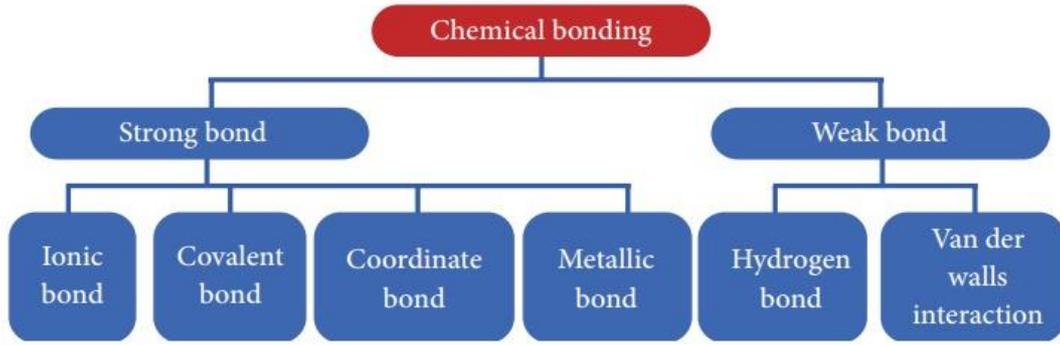


Chemical Bonding

التأصر الكيمائي

الواصر الكيمائية

هي القوة التي تربط الذرات ببعضها البعض لتكوين جزيئات اقل طاقة وأكثر استقرارا. هناك العديد من الواصر الكيمائية التي تربط بين الذرات في المواد المختلفة، وتعتبر الاصرة الأيونية والاصرة التساهمية من أشهر هذه الواصر.



نوعين من الاواصر

- 1- اواصر رئيسية وهي تساهمية وايونية
- 2- اواصر ثانوية وهي قوى انجذاب

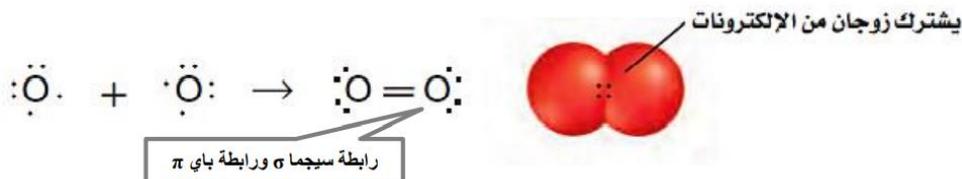
الاصرة التساهمية

هي رابطة تنشأ عن طريق مشاركة الذرات بالإلكترونات التكافؤ للوصول الى قاعدة الثمانية. أي تنشأ بين ذرتين كلاهما تحتاج إلى الكترونات حتى تصل للاستقرار بحيث تساهم الذرة الاولى بالإلكترون والذرة الثانية بالإلكترون لتكونا زوج الكتروني مشترك بين الذرتين. وتصنف على حسب مايلي:

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

1. الرابطة الأحادية Single bond : فيها تساهم الذرات المشاركة في تكوينها بالإلكترون واحد من كل ذرة مما ينتج عنه زوج مشترك من الإلكترونات لكل ذرة وتسمى رابطة سيجما σ ويرمز لها بالرمز σ
2. الرابطة الزوجية Double bond : تساهم كل ذرة مشاركة في تكوينها بالإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الإلكترونات وتتكون من رابطة σ ورابطة تسمى بأي π ويرمز لها بالرمز π
3. الرابطة الثلاثية Triple bond : تساهم كل ذرة بثلاثة إلكترونات فينتج ثلاثة أزواج من الإلكترونات وتتكون من رابطة σ ورابطتين π

02 الاواصر الثنائية





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

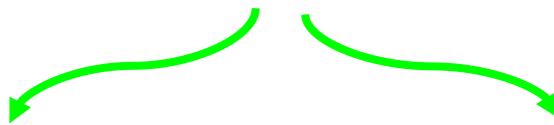
1. رابطة تساهمية نقيه Pure covalent bond : هي الرابطة التي تنشأ بين ذرتين متشابهتين أو متقاربتين جدا في قيم الكهروسالبية فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين .

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 جزئيا δ^- partial negative والذرة الأقل كهروسالبية تحمل شحنة موجبة جزئيا δ^+ partial positive

* يمكن استخدام فرق الكهروسالبية بين ذرتين لتحديد نوع الترابط الموجود بين الذرات. وكما موضح ادناه:

| | | | |
|-----------|------------|--------------|-------|
| Non-polar | Weak polar | Strong polar | Ionic |
| 0 | 0,1 - 1 | 1,1 - 2 | > 2,1 |
| Non-polar | Weak polar | Strong polar | Ionic |

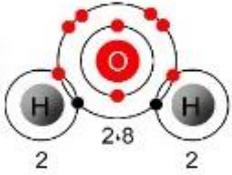
تعتبر الاصرة التساهمية أكثر الاواصر شيوعاً في المركبات العضوية. والاصرة التساهمية هي عبارة عن زوج من الالكترونات يربط بين ذرتين تكون نتيجة مساهمة كل من الذرتين بإلكترون واحد من مستوى التكافؤ. وتصنف على حسب ما يلي:



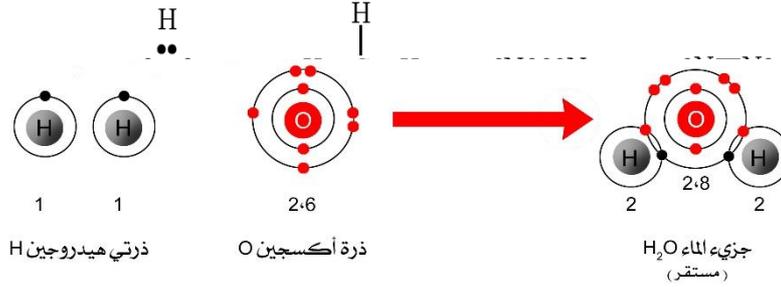
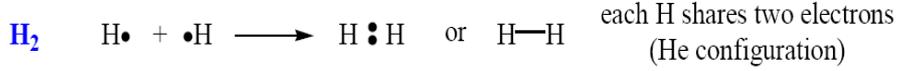
اصرة قطبية (مشحونة)

H_2 الاصرة غير قطبية (غير مشحونة)

CH₄ السالبة الكهربائية للذرتين متقاربة جدا فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين.



جزيء الماء H₂O
(مستقر)



ست الكترونات في غلاف الخارجي للأوكسجين ... ويحتاج الكترنين لكي يكون مستقر حسب قاعدة الثمانية الكترونات، اما الهيدروجين فله الكترن واحد، لذلك يشترك الاوكسجين مع ذرتين من الهيدروجين لإشباع غلافه الخارجي ويكون 8 الكترونات وتشترك ذرتين من الهيدروجين مع الاوكسجين لإشباع غلافه الخارجي.

الاصرة الأيونية

الاصرة الأيونية: ينتج الترابط الايوني بسبب الانتقال الكامل لإلكترون او أكثر بين ذرتين مختلفتين في الكهرو سالبية بمقدار 2 فما فوق حيث يكون لإحدى الذرتين جذب قوي للإلكترونات والأخرى جذب ضعيف للإلكترونات.

أي تنشأ بين ذرتين أحدهما تميل للفقد (أي فقد الكترونات حتى تصل إلى الاستقرار) والذرة الأخرى تميل لاكتساب الالكترونات حتى تصل للاستقرار.

فالذرة التي تفقد تتحول إلى أيون موجب والتي تكتسب تتحول إلى أيون سالب.

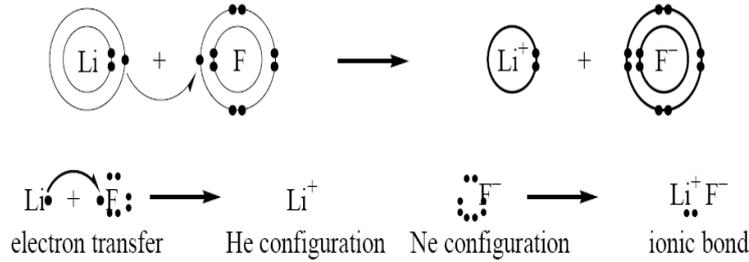
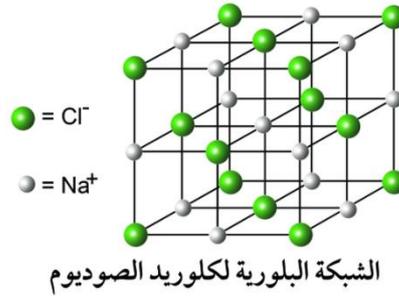
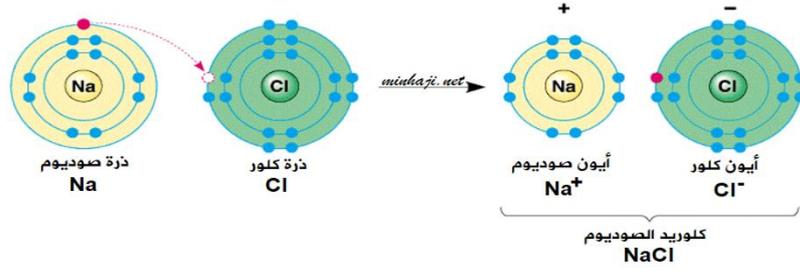
وهنا أيونين مختلفي الشحنة يحدث بينهما تجاذب الكتر وستاتيكي وهو ما يمثل الاصرة الأيونية.

مثل: كلوريد الصوديوم.... وحسب قاعدة الثمانية الكترونات (ان الذرة تكون أكثر استقرار عند وجود 8 الكترونات في الغلاف التكافؤ).

الصوديوم لديه الكترن 1 فيميل لفقده فيتحول الى أيون صوديوم موجب.

أما الكلور لديه سبع الكترونات في مداره الأخير فيميل لاكتساب الكترن ليستقر ويتحول إلى ايون سالب.

وبالتالي تنشأ الرابطة الأيونية بين فلز ولافلز ليصل كل منهما الى للتركيب الالكتروني لأقرب غاز حامل وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية. ns^2np^6



الصيغ المستخدمة في الكيمياء العضوية

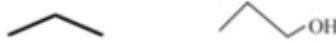
يستخدم العلماء 4 نماذج متنوعة لتمثيل الجزيئات

الصيغة الجزيئية هي الصيغة التي توضح نوع وعدد الذرات في الجزيئة

1 - الصيغة الجزيئية: هي صيغة توضح أنواع الذرات وأعدادها

مثال: صيغة جزيئية CH_4

2 - الصيغة الهيكلية:



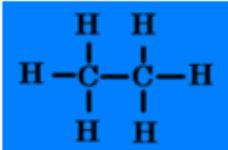
3 - نموذج الكرة والعصا: تعطي الشكل الهندسي الثلاثي الأبعاد والدقيق، وتظهر شكل الجزيء بوضوح:

نموذج يستخدم في الكيمياء ويبين التركيب الجزيئي للمادة الكيميائية في صورة ثلاثية الأبعاد، حيث يظهر

مواقع الذرات و الروابط الكيميائية بينها

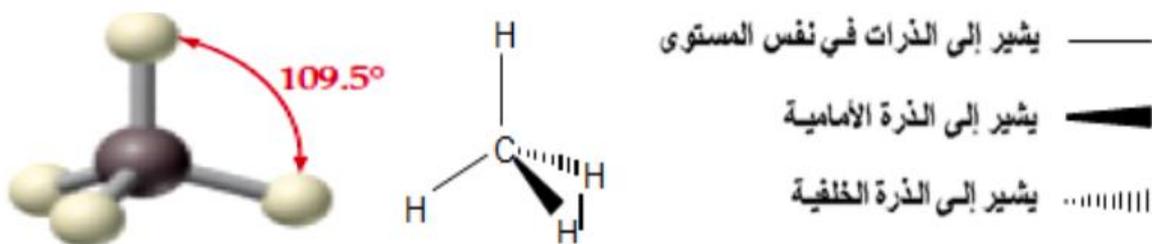


4 - النموذج الفراغي: يعطي صورة أكثر واقعية عن الكيفية التي يدور فيها الجزيء لو أمكن رؤيته حقيقية



الصيغة البنائية للإيثان

الصيغة الفراغية Three dimension formula : اظهار الجزيئة بالأبعاد الثلاثة



تصنيف المركبات العضوية Classification of organic compounds

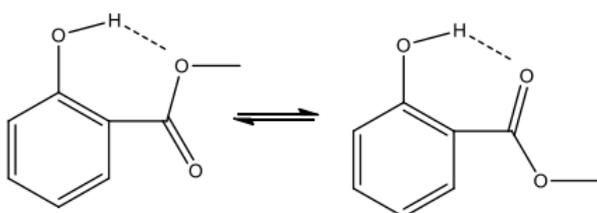
بعد اضمحلال نظرية القوة الحيوية أصبح بالإمكان تصنيف المركبات العضوية بكثرة مما اضطر إلى ضرورة تصنيفها لتسهيل عملية دراستها حيث أعتمد هذا التصنيف على عدة أسس منها :-

1. تصنيف يعتمد على بناء الهيكل الكربوني للمركبات (حيث صنفت إلى مركبات حلقيّة ومركبات غير حلقيّة) .
2. تصنيف يعتمد على بعض الخواص الفيزيائية (صنفت إلى مركبات عطرية ومركبات دهنية) .
3. تصنيف يعتمد على بعض الخواص الكيميائية (صنفت 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) .

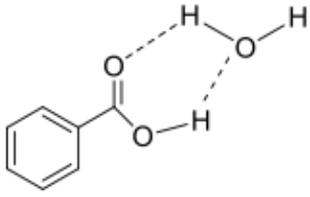
قوى التجاذب الكتر وستاتيكي او قوى التداخل Intermolecular Force

1- التأصر الهيدروجيني

وهي الاصرة التي تنشأ بين الجزيئات المستقطبة حيث يحصل تجاذب كهربائي بين ذرة تحمل شحنة سالبة في الجزيئة مع ذرة تحمل شحنة موجبة في جزيئة اخرى او في نفس الجزيئة مثل (H_2O , $R-OH$, HF) ويرمز لهذه الاصرة بخط منقطع -----



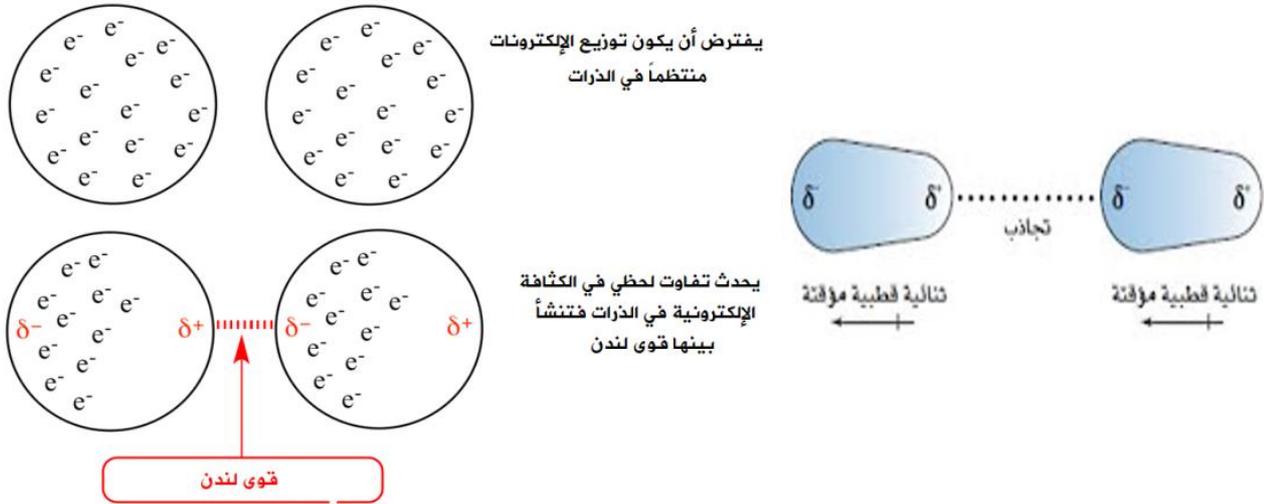
وهي نوعين
 A. ضمنى (ضمن نفس الجزيئة)



B. وبيني (بين الجزيئات المختلفة من نفس المادة او مادة اخرى)

2- قوى فاندرفالز (قوى لندن) قوى التشتت (الاستقطاب اللحظي)

قوى ضعيفة تتواجد بين جميع الجزيئات (القطبية والغير قطبية), وهي قوى لحظية تنتج بسبب وجود استقطاب لحظي على الذرات او الجزيئات. والاستقطاب لحظي هو ظهور اقطاب موجبة واقطاب سالبة على الذرات او الجزيئات بسبب الحركة العشوائية للإلكترونات حول أنوية الذرات والذي يؤدي الى اختلاف الكثافة الالكترونية حولها عند اقتراب الذرات من بعضها البعض تتنافر إلكترونات الذرات وتتجمع في مناطق محددة اكثر من مناطق اخرى فتظهر على مناطق التي تتجمع بيها الكترونات شحنة جزئية سالبة وتظهر على مناطق اخرى شحنة جزئية موجبة وهذا يؤدي الى ارتباط الجزيئات بقوى تجاذب لحظية .



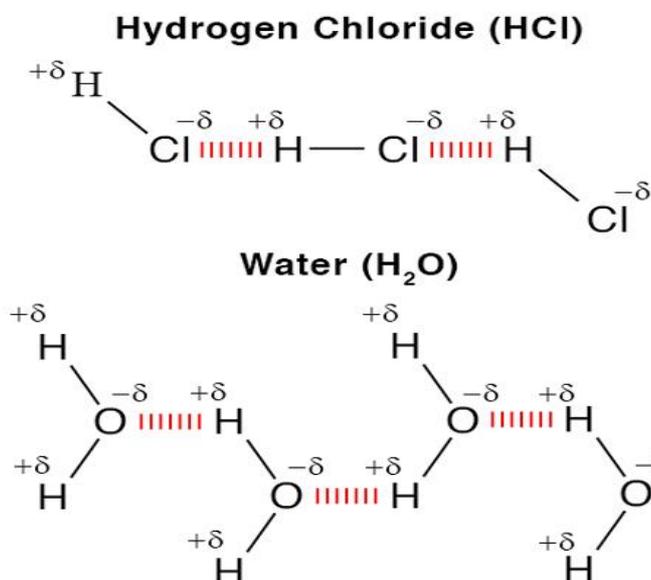
من العوامل المؤثرة في قوى فاندرفال

- 1- شكل وحجم الجزيئة... كلما زاد حجم الجزيئة فانه يوفر مساحة اكبر للتلامس مع الجزيئات الاخرى ويحدث تجاذب اكبر بينهم.... فاذا كان الشكل الجزيئة طولي ستكون مساحته اكبر لتجاذب من الشكل الكروي
- 2- كلما زاد عدد الالكترونات زادت عملية عدم الانتظام في توزيع الالكترونات وبالتالي زادت قوى فاندرفال
- 3- كلما زاد الوزن الجزيئي زاد التجاذب

تؤثر هذه القوى على درجة الغليان.... وتجعل المركب الغير القطبي اعلى درجة غليان



3- تجاذب قطب - قطب = جزيئات قطبية تتجاذب فيما بينها



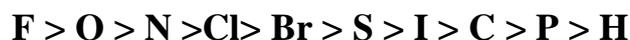
تأثير التركيب على خواص ونشاط المركبات العضوية

خواص وفاعلية المركب العضوي ما هي إلا محصلة تركيبه الكيميائي. وفيما يلي سندرس باختصار تأثير التركيب على فاعلية المركبات العضوية:

السالبية الكهربائية (الكهروسالبية) Electronegativity

هي مقياس لمقدرة الذرة أو الجزيء على جذب الإلكترونات نحوها في الروابط الكيميائية. وتعتمد نوعية الرابطة المتكونة اعتماداً كبيراً على الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات الداخلة فيها. حيث تزداد السالبية الكهربائية لعناصر الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري بينما في الزمرة الواحدة تزداد بنقصان العدد الذري.

حيث أن الفلور أكثر العناصر سالبية بينما السيزيوم أكثرها إيجابية وستقتصر دراستنا هنا على تأثير هذه الخاصة على المركبات العضوية وفيما يلي ترتيب أهم العناصر التي تشترك في تركيب المركب العضوي ترتيباً تنازلياً من حيث السالبية:



الفلور يعتبر أكبر العناصر سالبية كهربائية.

تعتمد السالبية الكهربائية على الحجم الذري فالذرة الأصغر حجماً تكون الأعلى في السالبية الكهربائية

في حالة الجزيئات المكونة من ذرتين متشابهين (عنصر واحد) مرتبطين برابطة تساهمية فإن قدرة كل ذرة على جذب إلكترون الرابطة (السالبية) مساو لقدرة الأخرى وبذلك تكون السالبية الإلكترونية متماثلة بين الذرتين ويكون الجزيء غير قطبي وتسمى بالأصرة التساهمية الغير قطبية (non polar covalent bond) ومثال ذلك:



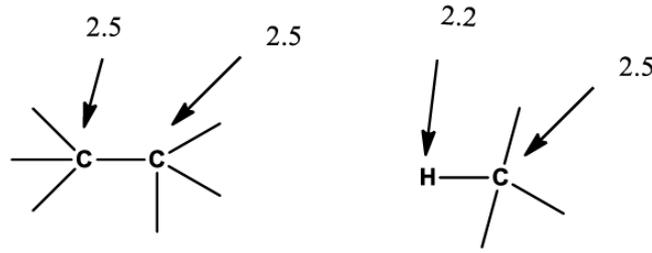
الهيدروجين



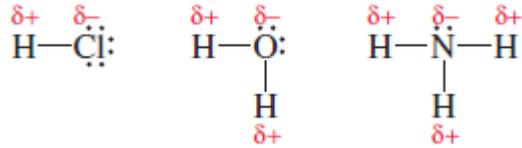
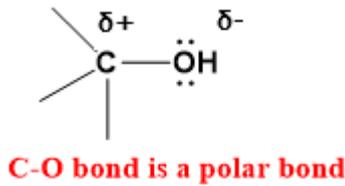
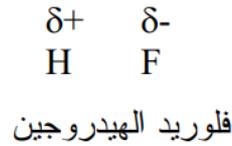
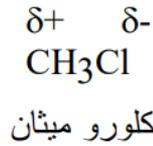
الكلور



الميثان



وفي حالة ان أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلا من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية. وهذا بدوره يؤدي إلى تكون أقطاب في الجزيئة (قطب موجب ويمثل في الذرة التي قلت حولها الكثافة الإلكترونية وقطب سالب ويمثل في الذرة التي زادت عندها الكثافة الإلكترونية وهي عادة الذرة ذات السالبة الكهربائية الأعلى)، ومن هنا وبمعرفة الذرات المكونة للرابطة يمكن تحديد ما إذا كانت هذه الرابطة قطبية أم لا. لكن لو كان هذا الفرق كبير سينتقل الإلكترون إلى أحد الذرات وتتكون رابطة أيونية.



1- لكل عنصر كيميائي سالبة كهربائية مميزة تتراوح بين صفر - 4 على مقياس باولنج. الفلور هو أعلى العناصر في السالبة الكهربائية، بينما أقل العناصر سالبة كهربائية هو الفرانسيوم * . السالبة الكهربائية في الزمرة: كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل قلت السالبة الكهربائية وزاد الحجم الذري؛ لذلك تتناقص الإلكترونات مستوى الطاقة الأخير لضعف النواة على جذبها نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر سالبة كهربائية هي العناصر الموجودة في أعلى الجدول، وأقلها سالبة أسفل الجدول.

2- في الدورة: كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين زادت السالبة الكهربائية وقيل الحجم الذري؛ لذلك تقدر النواة على جذب الإلكترونات غلاف التكافؤ نحوها. وعلى هذا فإن أكثر العناصر سالبة كهربائية هي العناصر الموجودة في يمين الجدول، وأقلها سالبة أيسر الجدول.

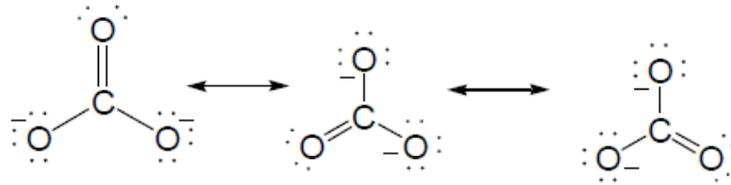
الرنين Resonance

الرنين هو طريقة لوصف الإلكترونات غير المحددة داخل جزيئات معينة أو أيونات متعددة الذرات حيث لا يمكن التعبير عن الترابط بواسطة صيغة لويس واحدة. يتم تمثيل جزيء أو أيون مع هذه الإلكترونات غير الموضوعية بعدة أشكال رنينية.

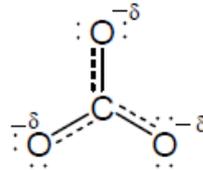
وتحدث مثل هذه الظاهرة في الجزيئات التي تحتوي على الكترولونات باي. π electrons اي ممكن كتابة المركب معين بأشكال مختلفة، وتختلف مواقع الإلكترون فقط.

وحسب الأدبيات العلمية ان الاصرة المفردة اطول من الاصرة المزدوجة... ولكن وجد عمليا عند قياس طول الأصرتين المفردة والمزدوجة متساوية بالطول، لذلك افترض وجود تركيب حقيقي للمركب هو خليط او هجين رنيني للتركييب وكل واحد منهم يسمى التركيب الرنيني ويكون اقل طاقة أكثر استقرار.

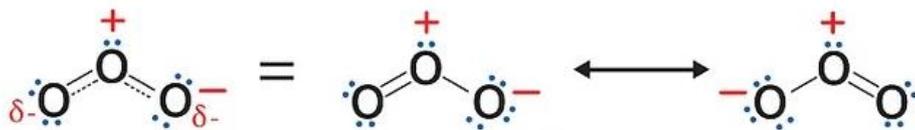
فمثلا جزيء Carbonate ion CO_3^{2-} يمكن كتابته بالصيغ الثلاثة الآتية :



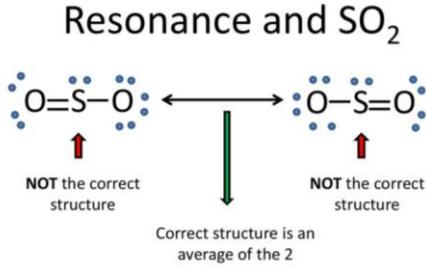
من هذه التركيب الثلاثة نجد أن هناك روابط C-O أحادية وزوجية وكما درسنا سابقا أن الروابط الأحادية أطول من الروابط الزوجية ولكن دلت الدراسات على أن جميع روابط هذا الأيون متساوية في الطول فهي أقصر من الروابط الأحادية وأطول من الروابط الزوجية وأن كل ذرة أكسجين تحمل شحنة سالبة جزئيا وبناءا عليه يكون الأيون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



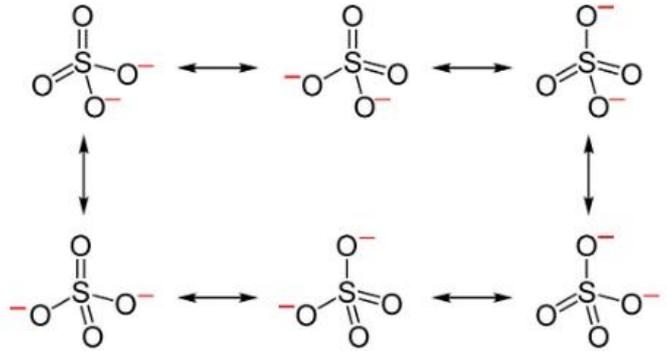
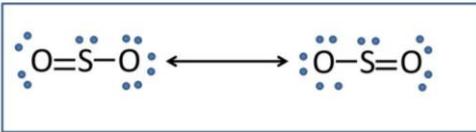
أما بالنسبة للأوزون (O_3) ، وهو تأصر للأكسجين بتركيب على شكل حرف V وزاوية O – O – O تبلغ 117.5 درجة. ويمثل كما يلي:



مثال اخر: ثنائي اوكسيد الكبريت SO_2 و SO_4^{2-}

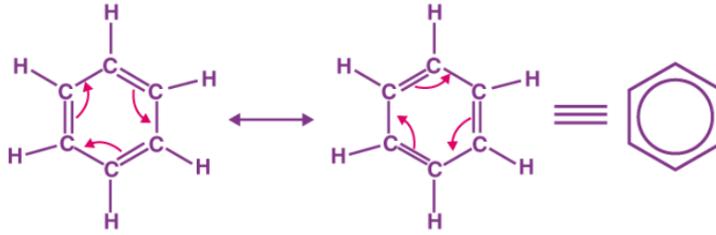


- Correct Lewis Structure is represented like this:



Resonance Structures of Benzene

الرنين لتركيب البنزين:



قواعد التارجح والرنين

- 1- يجب أن تحتوي تراكيب الرنين على نفس عدد الإلكترونات، ولا تضيف أو تطرح أي إلكترونات. (تحقق من عدد الإلكترونات بمجرد حسابها).
- 2- تتبع كل التراكيب رنين قواعد كتابة تراكيب لويس.
- 3- يجب أن يظل تهجين التركيب كما هو.
- 4- لا يمكن تغيير التراكيب الهيكلية (تتحرك الإلكترونات فقط).
- 5- يجب أن تحتوي تراكيب الرنين أيضًا على نفس عدد الأزواج المنفردة.

*لا يمكن استخدام معظم الأسهم في الكيمياء بالتعاقب ويجب اختيار السهم الصحيح

← يتم استخدام سهم مزدوج الرأس على طرفي السهم الموجود بين تراكيب لويس لإظهار الرنين.
 ⇒ تُستخدم اسهم مزدوجة لتعيين التوازن.

→ يستخدم نصف سهم على أحد طرفيه يشير إلى حركة إلكترون واحد.
 → يستخدم سهم مزدوج الرأس على أحد طرفيه للإشارة إلى حركة إلكترونين.

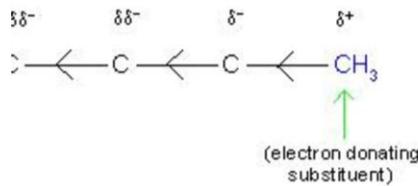
س/ ارسم الاشكال الرنينية للجزيئات التالية بشكل واضح:
 NO_3^- ; PO_4^{3-} ; CHO_2^- ; HPO_3^{2-} ; CH_3COO^-

التأثير الحثي Inductive effect

عند وجود ذرة او مجموعة ساحبة او دافعة للإلكترونات في الجزيئة العضوية ينتج التأثير الحثي الذي يرمز له بالرمز I فهناك ذرات او مجموعات ساحبة للإلكترونات Electron withdrawing groups وتعرف بالمجموعات التي لها تأثير ساحب -I



توجد أيضا مجاميع أخرى دافعة للإلكترونات Electron releasing وتعرف بالمجموعات التي لها تأثير دافع +I ومنها مجاميع الالكيل المختلفة (ميثايل , ايثايل).



..اي التأثير الحثي هو قطبية مستحثه تنشأ في الاصرة التساهمية بسبب الاختلاف في السالبية الكهربائية بين الذرات المتصلة ببعض. وهو ناتج من انتقال الشحنة عبر سلسلة من الذرات في جزئ ما بواسطة الحث الكهربائي.

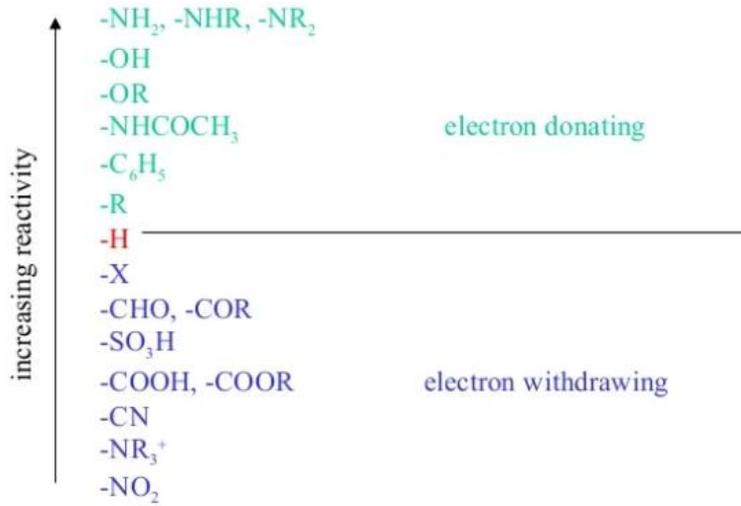
التأثير الحثي يمكن استخدامه لتحديد ما إذا كان الجزيء مستقر أم لا اعتمادا على الشحنة التي تحملها الذرة - المعبرة ونوع المجموعات المتصلة به

Electron. - withdrawing group المجموعات الساحبة للإلكترونات

هي المجموعات التي تسحب إلكترونات الاصرة إتجاهها

المجموعات المانحة او الدافعة للإلكترونات electron donating groups

هي المجموعات التي تدفع الإلكترونات اتجاه ذرة أخرى



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

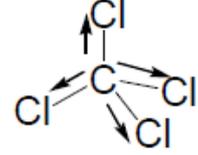
يوضح اتجاه استقطاب الرابطة باستخدام السهم التالي حيث يشير إلى الطرف الأكثر سالبية

العزم القطبي للجزيئات غير القطبية Nonpolar molecules

| formula | CH ₄ | CCl ₄ | CO ₂ | BF ₃ |
|-----------|-----------------|------------------|-----------------|-----------------|
| μ (D) | 0 | 0 | 0 | 0 |

جزيء CH₄ و CCl₄

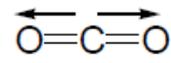
في هذان الجزيئان لا يوجد عزم قطبي لأن لكل منهما شكل الهرم الرباعي فيكون مركز الشحنة الموجب متطابق مع مركز الشحنة السالب أي أن محصلة الكميات المتجهة يساوي صفراً .



$$\mu = 0$$

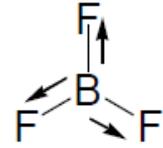
جزيء CO₂

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



جزيء BF₃

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

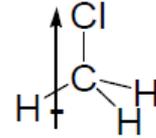


العزم القطبي لجزيئات القطبية Polar molecules

| formula | CH ₃ Cl | SO ₂ | H ₂ O | NH ₃ | NF ₃ |
|-----------|--------------------|-----------------|------------------|-----------------|-----------------|
| μ (D) | 1.87 | 1.62 | 1.85 | 1.47 | 0.24 |

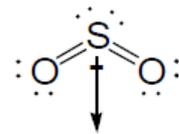
جزيء CH₃Cl

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



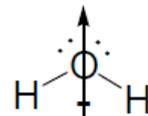
جزيء SO₂

على الرغم من تشابه هذا الجزيء في الصيغة الجزيئية مع المركب CO₂ 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 .



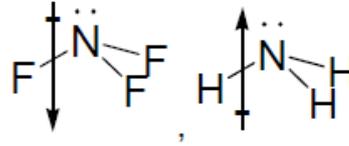
جزيء الماء H₂O

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



جزئ NH₃ و NF₃

لكل من الجزئين شكل الهرم الرباعي ولكن يختلفان اختلافا كبيرا في قيمة العزم القطبي وذلك بسبب إهمال زوج الإلكترونات غير الرابط على ذرة النيتروجين في جزئ NF₃



الخواص الكيميائية والخواص الفيزيائية Physical and Chemical Properties

ما هي الخصائص الفيزيائية

. ولتوضيح مفهوم الخصائص الفيزيائية بشكلٍ أدق يمكن القول أنها تلك السمات التي يمكن ملاحظتها ورصدها أو قياسها دون الحاجة إلى الاستعانة بطرق قياسٍ دقيقةٍ، فتشمل مجموع التغيرات التي تطرأ على حالة المواد دون تغيير بنيتها الجزيئية، أي دون تغيير في شكل المادة أو ترتيب جزيئاتها الداخلية. ومن أبرز الخصائص الفيزيائية نجد

- 1- درجة الانصهار ودرجة الغليان
- 2- اللون
- 3- الرائحة

كما يوجد العديد من الخصائص الفيزيائية المرتبطة بالمواد كالحجم واللزوجة والكثافة والتوصيلية الكهربائية وغيرها.

Physical Properties of Some Organic Compounds

| Formula | IUPAC Name | Molecular Weight | Boiling Point | Water Solubility |
|-------------------------------------------------------------------|---------------|------------------|---------------|------------------|
| CH ₃ (CH ₂) ₂ CO ₂ H | butanoic acid | 88 | 164 °C | very soluble |
| CH ₃ (CH ₂) ₄ OH | 1-pentanol | 88 | 138 °C | slightly soluble |

ما هي الخصائص الكيميائية

في حين أن الخصائص الفيزيائية هي تلك التي نستطيع تمييزها بالعين المجردة، فإن الخصائص الكيميائية هي سمات المادة التي تُعنى بالبنية الجزيئية الداخلية للمواد أي أن الخصائص الكيميائية هي تلك المرتبطة بتغير تركيبة مادة وترتيب جزيئاتها وهيكلها، ولا يمكن ملاحظتها في أغلب الأحيان إلا عند خضوع المواد لتغيراتٍ.. وتفاعلاتٍ كيميائيةٍ وحدث تغيرٍ في ترتيب ذرات المادة

إلا أن الخصائص الكيميائية تشمل مجموعةً مختلفةً من الخصائص والتي هي:

- 1- نوع الاواصر المتكونة
- 2- أرقام التكافؤ
- 3- حرارة الاحتراق وقابلية الاشتعال

المجموعة الوظيفية Functional Group

تعرف على انها الجزء النشط او الفعال في جزئ المركب العضوي الذي تتركز فيه معظم تفاعلاته. الجدول التالي يظهر بعض المجامع الوظيفية في المركبات العضوية:

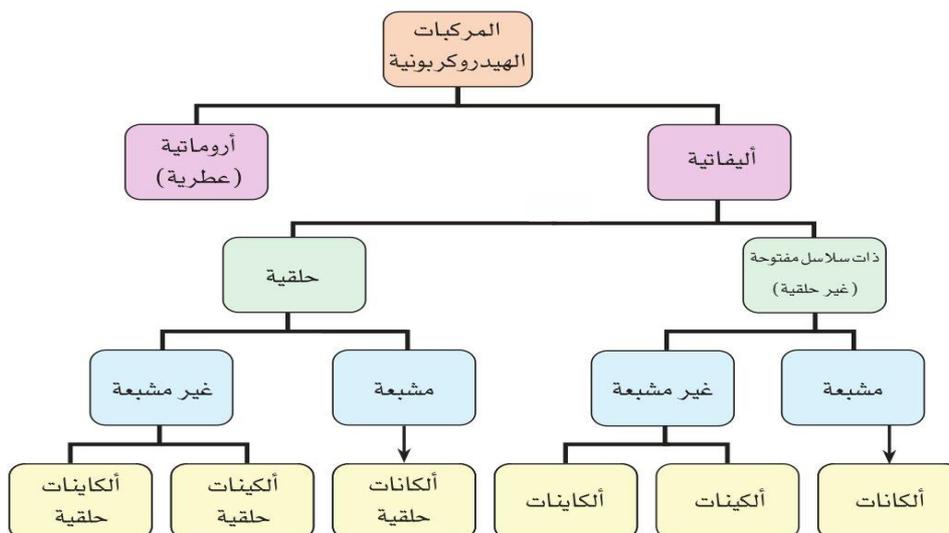
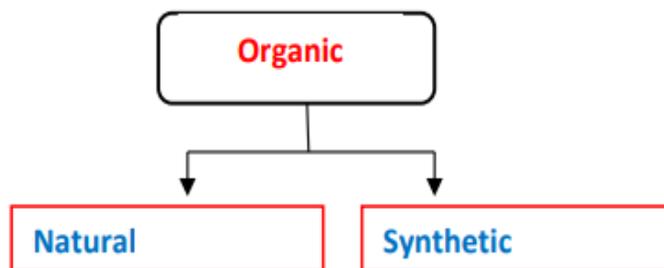
| <u>Family name</u> | <u>Function group</u> | <u>Name ending</u> | <u>Simple example</u> |
|--------------------|----------------------------------------------------------------------|--------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|
| Alkane | C—C | -ane | CH ₃ —CH ₃ |
| Alkene | C=C | -ene | CH ₂ =CH ₂ |
| Alkyne | C≡C | -yne | HC≡CH |
| Alcohol | C—OH | -ol | CH ₃ —OH |
| Ether | C—O—C | ether | CH ₃ —O—CH ₃ |
| Amine | C—NH ₂ | -amine | CH ₃ —NH ₂ |
| Aldehyde | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$ | -al | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—H} \end{array}$ |
| Ketone | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C—C—C} \end{array}$ | -one | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—CH}_3 \end{array}$ |
| Carboxylic acid | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OH} \end{array}$ | -oic acid | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3\text{—C—OH} \end{array}$ |

مقدمة عامة:

تمثل الكيمياء العضوية بانها كيمياء مركبات الكربون... ويرجع سبب ذلك ان المركبات العضوية تتكون بشكل رئيسي من عنصر الكربون الذي له القدرة على تشكيل اواصر مع نفسه ومع غيره من العناصر.... مثل الكانات... الكينات ... الكاينات.... والتي سوف تكون موضوع دراستنا

اهمية دراسة الكيمياء العضوية

- 1- كثرة مركبات الكربون , حيث يبلغ عدد مركبات الكربون المعروفة ليوم اكثر مليون مركب , وهذا العدد أكبر من عدد مركبات العناصر الأخرى مجتمعة
- 2- أهمية مركبات الكربون بالنسبة للإنسان , فمركبات الكربون تحتل مكانة مهمة في الحياة فالغذاء والسكن والملابس والأدوية والمنظفات والمبيدات الحشرية وادوات التجميل معظمها من المركبات العضوية



المزيا التي جعلت عنصر الكربون يحتل المكانة الأكبر من حيث إنتاج الكثير من المركبات يعتبر الكربون هو المركب الاساسي لكل المركبات العضوية.... حيث يعتبر العمود الفقري لكل المركبات العضوية فهو يدخل في تركيب...الدهون... البروتينات... السكريات... الاحماض النووية.... الكربون يقع في المجموعة 14 في الجدول الدوري ويكوّن آلاف المركبات وله بعض الخواص التالية

| |
|----------------------------------|
| 14 Carbon 6 C 12.011 |
| Silicon 14 Si 28.086 |
| Germanium 32 Ge 72.61 |
| Tin 50 Sn 118.710 |
| Lead 82 Pb 207.2 |

- 1 – التوزيع الإلكتروني $2P^2 2S^2 2S^1$
- 2 – لديه 4 إلكترونات تكافؤ تُمكنه من عمل اواصر تساهمية متنوعة .



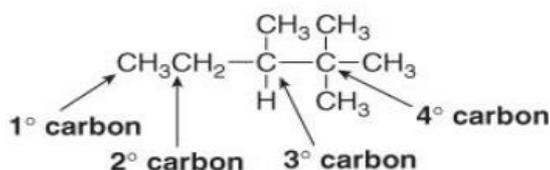
- 3 – يكوّن 4 اواصر تساهمية أحادية واواصر متنوعة
- 4 – تتحد مع مثيلاتها أو مع عناصر أخرى مثل :
(الهالوجينات) H , N , O , S , X



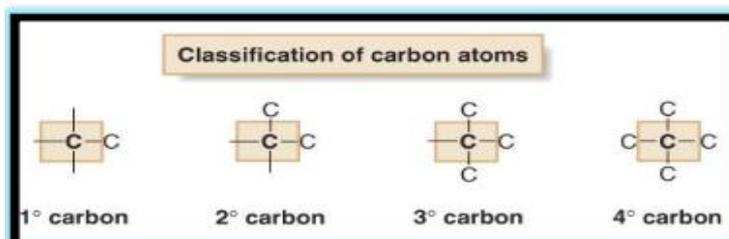
5 – يكون سلاسل تتراوح طولها من ذرتين إلى آلاف الذرات من الكربون
 6 – يكون تراكييب معقدة مثل : سلاسل متفرعة ... تراكييب حلقيّة

أنواع ذرات الكربون والهيدروجين

Example



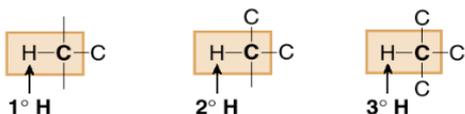
تعتمد نوعية كل ذرة كربون على عدد ذرات الكربون المتصلة بها



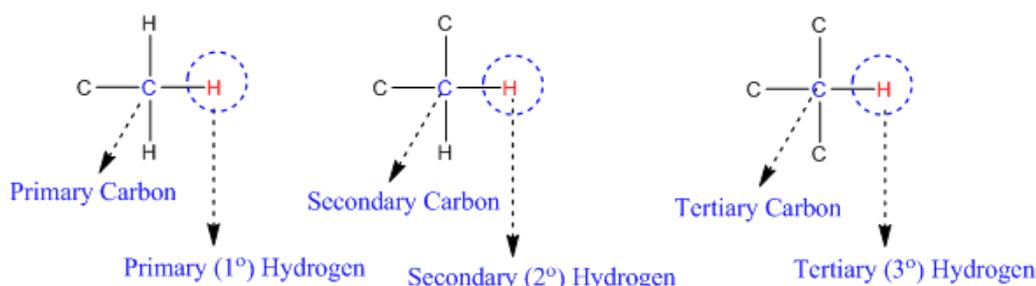
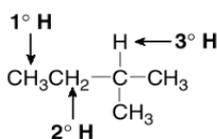
أنواع ذرات الهيدروجين

تتبع ذره الهيدروجين ذرة الكربون نفسها المرتبطة بها فتصبح ذرة هيدروجين اولية وثانوية وثالثية
 تبعا لذرة الكربون اولية وثانوية وثالثية

Classification of hydrogen atoms



Example



\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$\$

التفاعلات الكيميائية

ان تفاعلات المواد العضوية تمثل كسر واصر وتكوين واصر جديدة لتكوين مركبات جديدة. وتحتاج عملية كسر اصره الى طاقة وكذلك تكوين اصرة جديدة ينتج عنه طاقة ... وطاقة التفاعلات من الامور المهمة عند دراسة

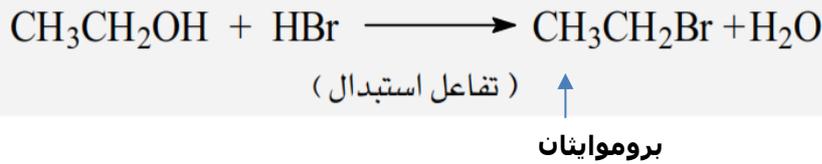
التفاعلات الكيميائية يمكن تلخيص التفاعلات الكيميائية

- 1- كسر او اصر وتكوين او اصر جديدة .
- 2- انتاج مواد جديدة مختلفة في خواصها .
- 3- تغير في ترتيب وتوزيع الذرات .
- 4- انتاج أو امتصاص حرارة.

ويمكن تصنيف تفاعلات العضوية حسب التغيرات التي تحدث على الاواصر ذرات الكربون التي يحدث عليه التفاعل ... وكالاتي:

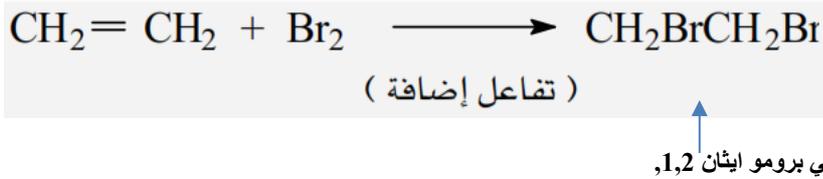
1= تفاعلات الاستبدال

حيث تزاح ذره او مجموعة مرتبطة بذرة الكربون ويحل محلها ذرة او مجموعة اخرى .



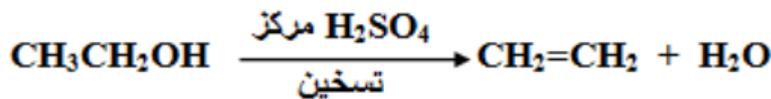
2= تفاعلات الاضافة

هذا نوع من تفاعلات يحدث فيه زياده في عدد المجموعات الوظيفية المرتبطة بذرات الكربون حيث يصبح المركب مشبع



3= تفاعلات الحذف او الانتزاع

تفاعلات الحذف هي نوع من التفاعلات العضوية يحدث فيها إزالة لجزيئين من الجزيء الأصلي في خطوة أو خطوتين. فيحدث زيادة في عدم إشباعيه الجزيء(كما في معظم تفاعلات الحذف العضوية)، أو يقل عدد التكافؤ للذرة بمقدار اثنين



هنا نلاحظ ان الاصرة كانت احادية واصبحت ثنائية في تفاعل الحذف اي عكس تفاعل الاضافة

4= تفاعلات التأكسد والاختزال

التأكسد : اضافة الاوكسجين للمركب العضوي او انتزاع الهيدروجين منه.

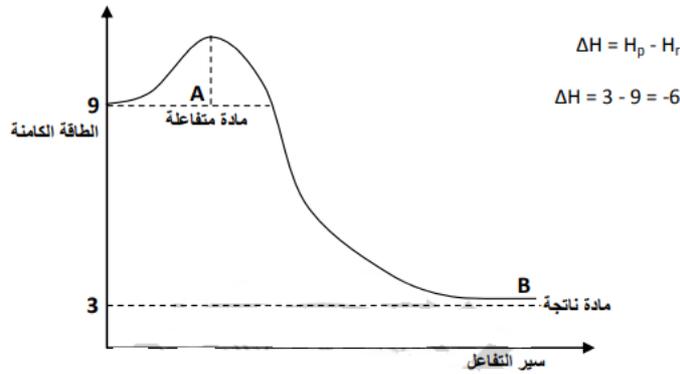
الاختزال : اضافة الهيدروجين للمركب العضوي او انتزاع الاوكسجين منه
ولا تحدث عمليتا التأكسد والاختزال في المركبات العضوية الا بوجود عوامل مؤكسدة مثل K_2CrO_4
دايكرومات البوتاسيوم، وعوامل مختزلة غير العضوية مثل H_2

التفاعلات الباعثة للحرارة Exothermic Reaction

يمكن التعبير عن طاقة المواد الناتجة والمتفاعلة بالفرق بالإنثاليبي (ΔH) حيث يساوي:

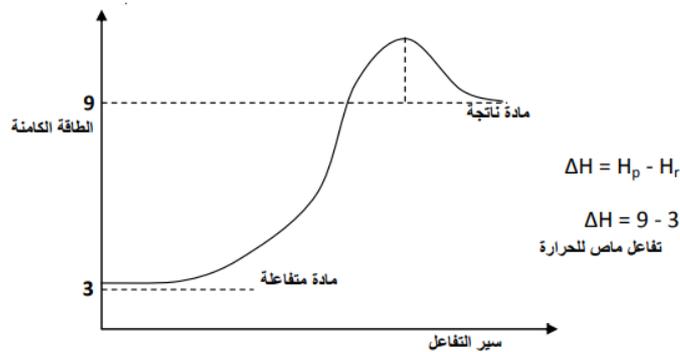
$$\Delta H = H_{\text{Product}} - H_{\text{Reactant}}$$

ان التفاعلات الباعثة تكون طاقة المواد المتفاعلة اعلى من طاقة المواد الناتجة ولذلك تكون قيمة $\Delta H = -$ بسالب يكون تفاعل باتجاه واحد وليس متعاكس. كذلك فان طاقة الكامنة للمواد الناتجة أوطأ من متفاعلة لذلك يكون ناتج مستقر



التفاعلات الماصة للحرارة Endothermic Reaction

طاقة المواد المتفاعلة تكون بمستوى أوطأ من الناتجة لذلك $\Delta H = +$ لذلك يجب تسخين محلول التفاعل للتعجيل من سرعة التفاعل.... يكون التفاعل عكوسي أي ممكن رجوع المواد الناتجة الى المواد المتفاعلة.... واستقراره المواد الناتجة اقل من استقراره المواد المتفاعلة..... أي المواد الناتجة تكون اقل استقرار



ميكانيكية التفاعل الكيميائي Reaction mechanism

ميكانيكية التفاعل الكيميائي هو تفسير التفاعل خطوة بخطوة والذي تتحول بواسطته المواد المتفاعلة إلى نواتج للتفاعل.

الميكانيكيات المحتملة لتفكك الاصرة التساهمية

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 بالجزر الحر Free radical



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

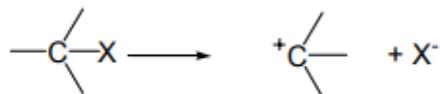


الوسيطات النشطة Reactive intermediates: في التفاعلات الكيميائية التي تتم على عدة خطوات تتكون وسيطات نشطة نتيجة لانشطار الروابط التساهمية .

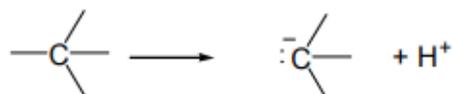
1. **الجزر الكربوني الحر فقير للإلكترونات** فهو يحتوي على سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ لذا يتفاعل كإلكتروفيل Electrophile أي الباحث عن الإلكترونات .



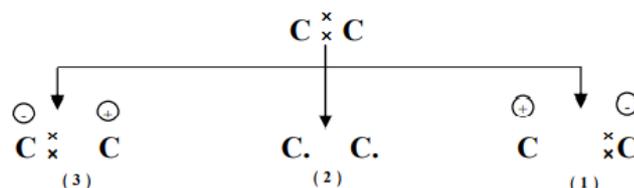
2. **الكاتيون الكربوني Carbocation:** هو الاسم الأحدث لأيون الكربونيوم Carbonium ion وهو أيضا فقير للإلكترونات حيث يحتوي على ستة إلكترونات فقط في غلاف التكافؤ ويتفاعل كإلكتروفيل .



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



ان التفاعلات الكيميائية تتضمن تكسيراً أو تكوين روابط ، ولناخذ
بنظر الاعتبار الطرق الثلاثة المحتملة لتكسير الرابطة



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 ولفهم 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

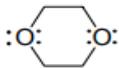
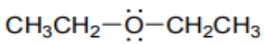
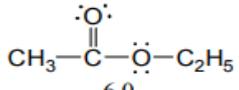
1. **المذيبات البروتونية protic** : تتألف من الجزيئات التي تستطيع تكوين روابط هيدروجينية كونها تحتوي على ذرة هيدروجين حامضية مثل الماء ، أما **المذيبات غير البروتونية aprotic** فهي التي لا .
3. **المذيبات المانحة donor** : هي مذيبات تتألف من جزيئات قادرة على منح أزواج من الإلكترونات غير المشاركة في الربط وتسمى هذه الجزيئات قواعد لويس مثل الميثانول ، أما **المذيبات غير المانحة ; nondonor** فهي ليست قواعد لويس مثل البنزين والبنتان .

فيما يلي أمثلة لخواص بعض المذيبات العضوية الشائعة

i. من المذيبات غير القطبية مثل :

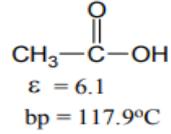
| | | | | |
|-------------|--------------------|-----------|-----------------------------------|---------------------|
| Hexane | , CCl ₄ | , Benzene | , CH ₂ Cl ₂ | , CHCl ₃ |
| ε = 1.9 | 2.2 | 2.3 | 8.9 | 4.8 |
| bp = 68.7°C | 76.8°C | 80°C | 39.8°C | 61.2°C |

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

| | | | |
|-------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| 1,4-Dioxan | , Diethyl ether [Et ₂ O] | , Ethyl acetate [EtOAc] | , Tetrahydrofuran [THF] |
|  |  |  |  |
| ε = 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 وماتحة مثل :

Acetic acid [HOAc]

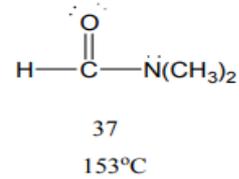
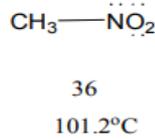
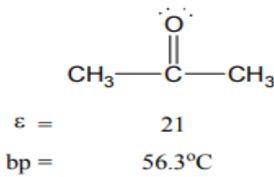


.iv بعض المذيبات القطبية تكون ماتحة وغير بروتونية مثل :

Acetone[Me₂CO , DMK] ,

Nitromethane[MeNO₂] ,

N,N-Dimethyl formamide[DMF]



.v بعض المذيبات القطبية تكون ماتحة وبروتونية مثل :

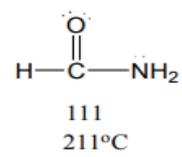
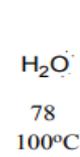
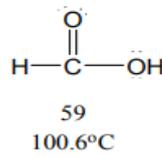
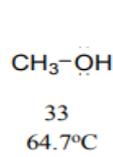
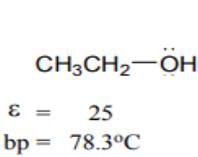
Ethanol[EtOH]

Methanol[MrOH]

Formic acid

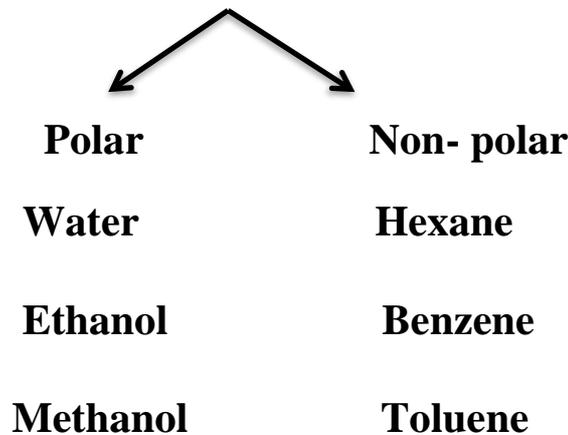
Water

Formamide

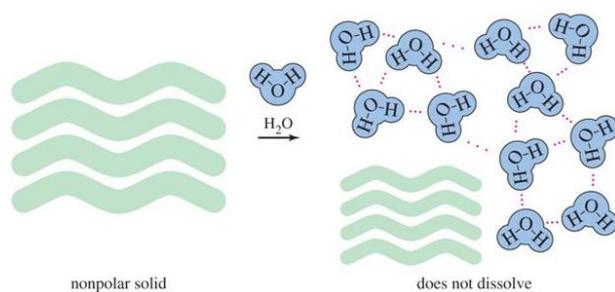


Solubility + solvents الذوبانية + المذيبات

Solvents

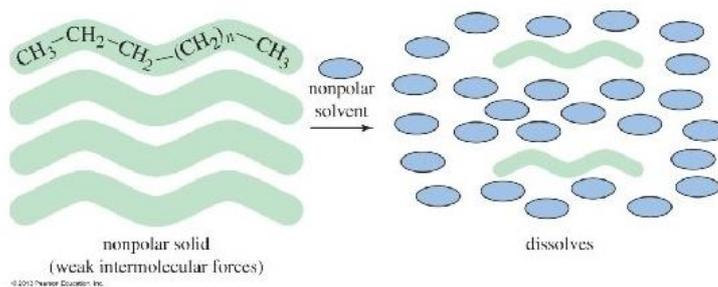


Nonpolar Solute with Polar Solvent



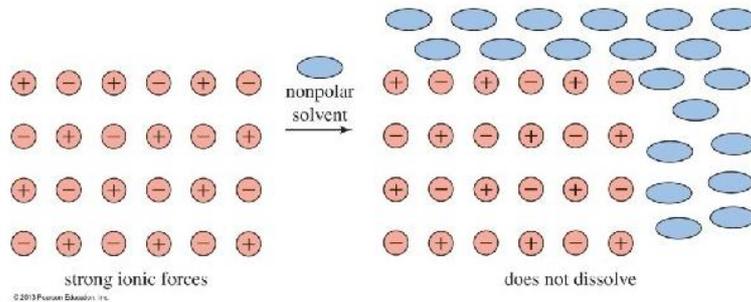
If a nonpolar molecule were to dissolve in water, it would break up the hydrogen bonds between the water molecules. Therefore, nonpolar substances do not dissolve in water.

Nonpolar Solute in Nonpolar Solvent

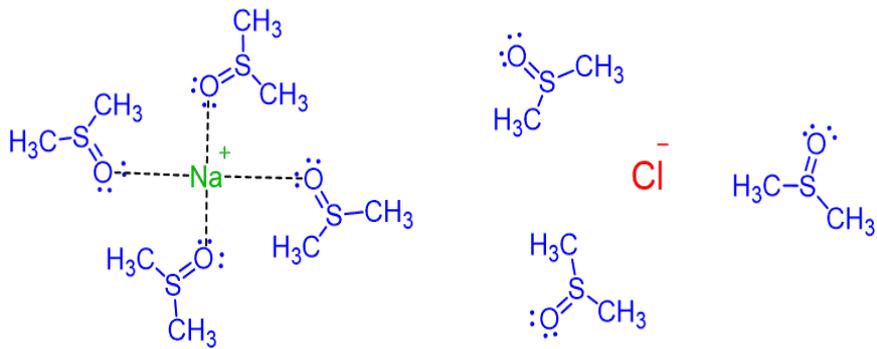


The weak intermolecular attractions of a nonpolar substance are overcome by the weak attractions for a nonpolar solvent. The nonpolar substance dissolves.

Polar Solute in Nonpolar Solvent

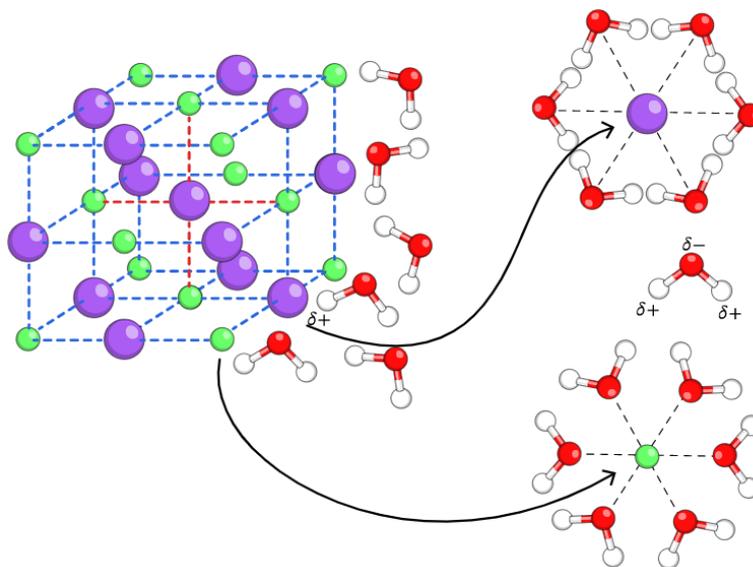


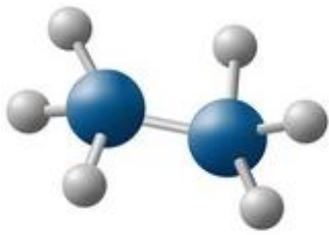
The solvent cannot break apart the intermolecular interaction of the solute, so the polar solid will not dissolve in the nonpolar solvent.



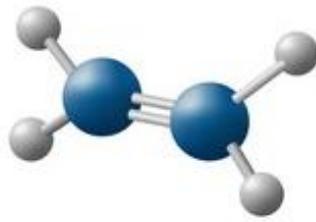
Dipole interactions

No hydrogen bonding, no interaction

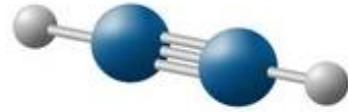




Alkane



Alkene



Alkyne

