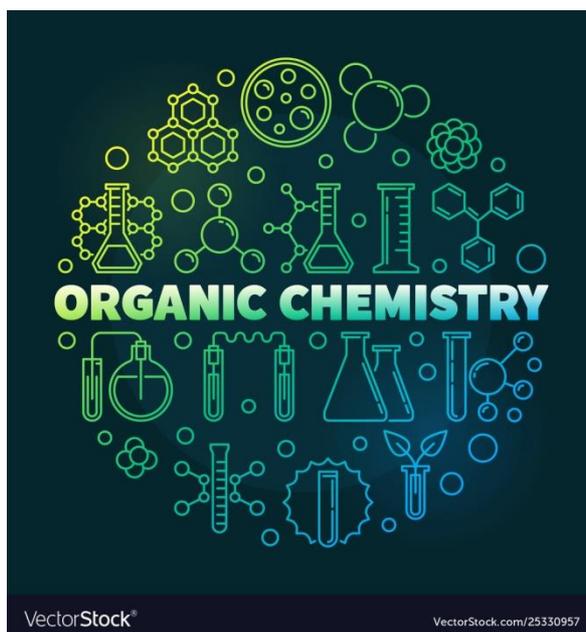


الكيمياء العضوية لطلبة المرحلة الأولى



أ.م.د. زينب عبد الأمير محمد صالح

أ.م.د. كوكب علي حسين

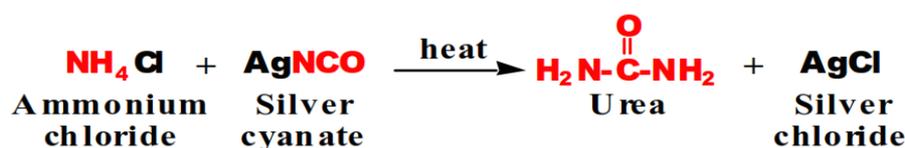
كلية التربية للعلوم الصرفة- قسم الكيمياء

المحاضرة الاولى

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 فوهرلر 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 والبتروك 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.

Atomic Structure

التركيب الذري

Atom

الذرة

تعتبر أصغر جزء في العنصر المفرد وهي تحمل بعض خواص العنصر الكيميائية. ويعرف العنصر على انه 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)	1900 – 1850 (ب.م)
	وذرفورد (1871 – 1931)	
	بور (1885 – 1962)	
	تشادويك (1891 – 1974)	

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 الاخرى جميعها.
- تتكون المركبات من ذرات أكثر من عنصر.

- يتضمن تفاعل الكيميائي فصل الذرات او اتحادهما او اعادة ترتيبها والمادة لا تفنى ولا تستحدث.
- لكن دالتون لم يتطرق الى وصف بناء الذرات او مكوناتها. وكيفية الذرة.
- تصور دالتون ان الذرة صغيرة جدا ولا تتجزأ وإنما تتكون من جسيمات ذرية.

3- نموذج طومسون Thomson Model

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

4- نموذج رذرفورد Rutherford Model

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

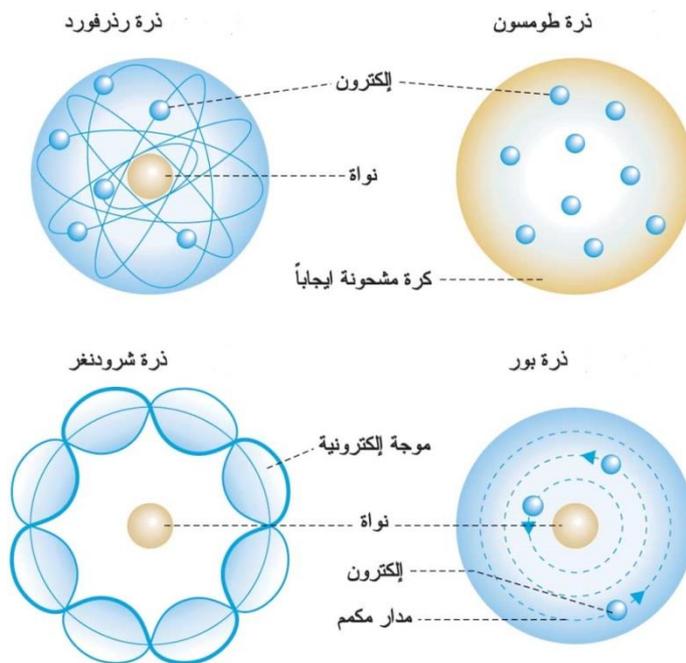
5- نموذج بور Bohr Model

- ❖ 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 اليه بالحرف (n) الذي يتخذ قيما عددية صحيحة بدءاً من $n=1$ وهو الاقرب الى نواة وصولاً الى ($n = \infty$) ويكون الكترون 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 اثاره الذرة يمتص الكترون طاقة لينتقل الى مستوى اعلى، ويشع طاقة إذا انتقل الى مستوى طاقة أدنى.

النموذج الميكانيكي الموجي للذرة Wave – Mechanical Atom Model

- ❖ بعد النجاح الذي حققته نظرية بور في تفسير طيف الهيدروجين.
- ❖ استخدم العالم النمساوي شروندكر الرياضيات في دراسة ذرة الهيدروجين فاستنتج معادلة رياضية معقدة توضح مستويات الطاقة المختلفة التي يحتلها الكترون في ذرة الهيدروجين وطبيعة حركة الكترون في كل منها حول نواة ... معتمداً على طبيعته الموجية.
- ❖ وقد نتج عن حل معادلة شروندكر وصف لوضع الكترون يتمثل في ثلاثة اعداد عرفت بأعداد الكم تبين هذه الاعداد موضع الكترون في الذرة وطاقته وشكل حركته حول نواة في ابعادها الثلاثة، واتجاه محور حركته الدوراني حول النواة ثم اضيف عدد الكم الرابع يصف اتجاه دوران الكترون المحوري حول نفسه.
- ❖ ونظراً لطبيعة الحركة الموجية للإلكترون حول نواة في ابعاده الثلاثة يصعب تعيين موقعه بالنسبة الى نواة في اية لحظة باي وسيله علمية ممكنة بدون ان تؤثر تلك الوسيلة على سرعة الكترون .

❖ وبالتالي يمكن أن نتحدث عما يعرف بالسحابة الالكترونية Electron Cloud حول النواة ومعدل بعد الالكترون 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 الالكترون اسم الفلك الذري او (اوربيتال الذري) Atomic Orbital

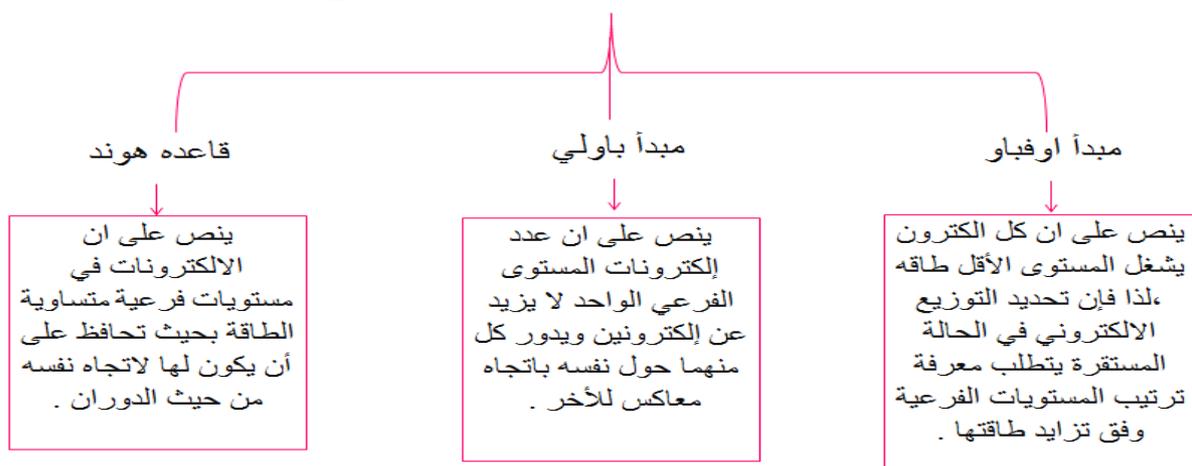


ماذا يقصد بترتيب الإلكترونات (التوزيع الإلكتروني) للعناصر

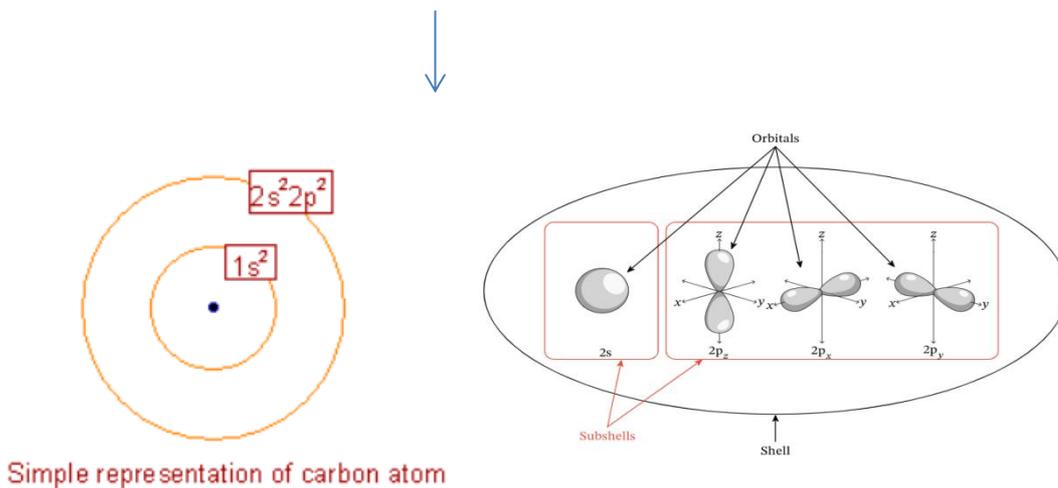
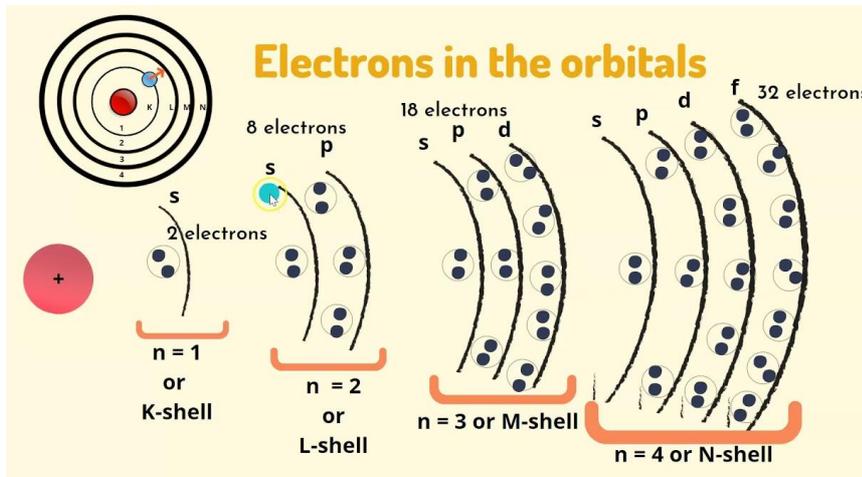
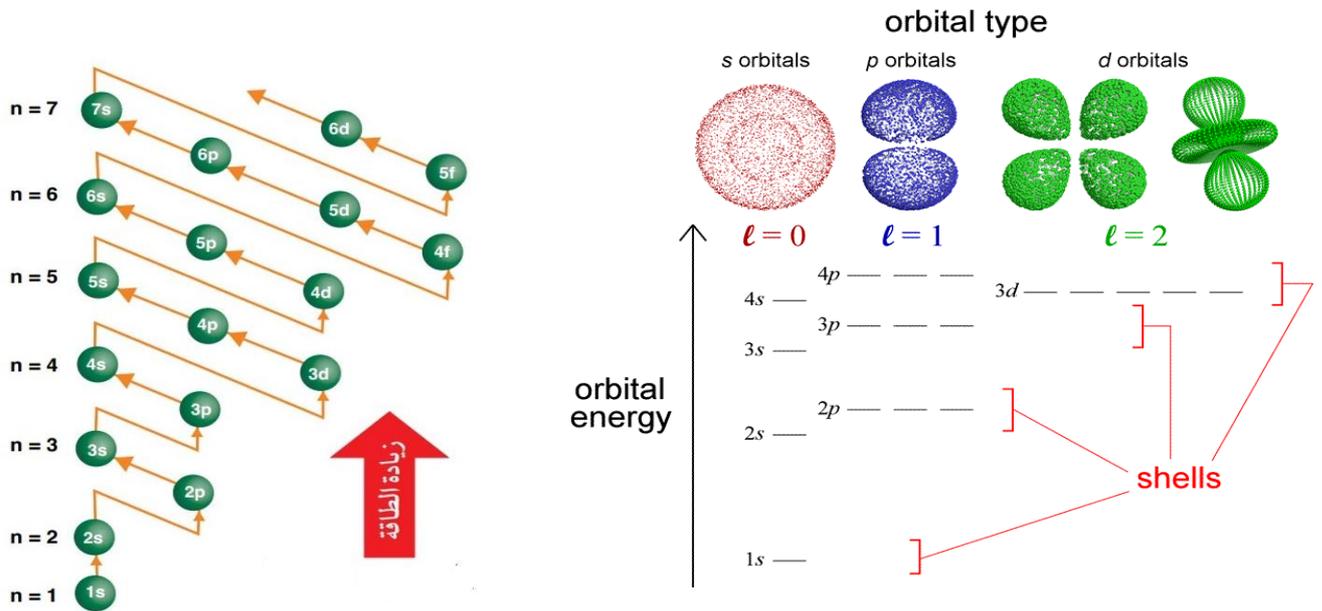
أن التوزيع الإلكتروني للعناصر يعطينا انطباع على طبيعة العنصر وتكافؤه ونوع الروابط التي يمكن ان يكونها ويتم توزيع الإلكترونات حول النواة في المدارات الفرعية وفقاً للمبادئ الآتية:

- * مبدأ أوف باو
- * مبدأ باولي للاستثناء

قواعد التوزيع الإلكتروني



* قاعدة هوند



المحاضرة الثانية**Hybridization****التهجين****تعريف التهجين**

يعطى التهجين تفسيراً لطبيعة الأوربيتالات الذرية وكيفية اتحادها لتكوين الأوربيتالات الجزيئية وهي عبارة عن عملية تداخل بين أوربيتال الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة ينتج عنها أوربيتالات جديدة متساوية في الطاقة والشكل.

Molecular orbital**تعريف الاوربيتال الجزيئي**

- 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.

Atomic Orbitals**الاوربيتالات الذرية**

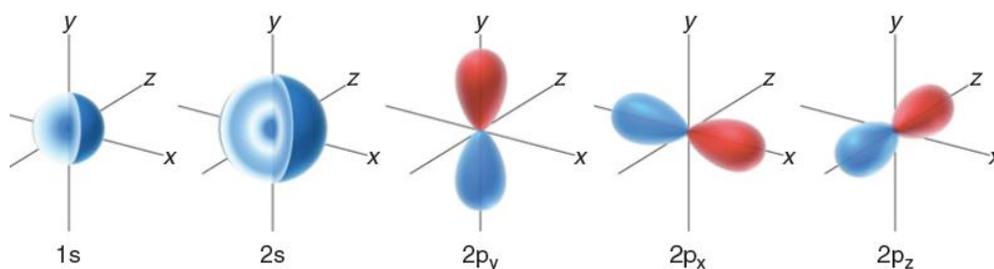
- ان مربع الدالة الموجية يمكن ان يعطي معنى فيزيائي دقيق يعبر عن احتمال وجود الالكترون في موقع معين من الفراغ بحيث كلما كانت قيمة مربع الدالة الموجية كبيراً في وحدة الحجم من الفراغ كان احتمال وجود الالكترون في ذلك الحجم كبيراً وتكون الكثافة الالكترونية عالية ولقد ساهمت الاوربيتالات الذرية في توضيح كيفية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

Orbital's Shapes**أشكال الاوربيتالات**

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.

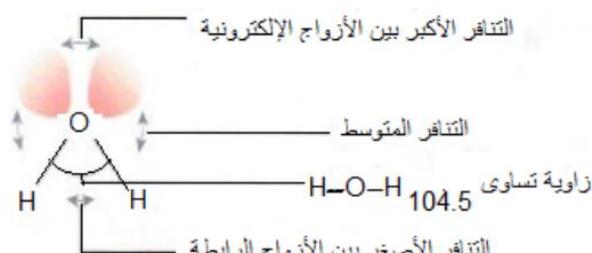
اشكال الاوربيتالات (الاوربيتالات الذرية) قبل التهجين



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

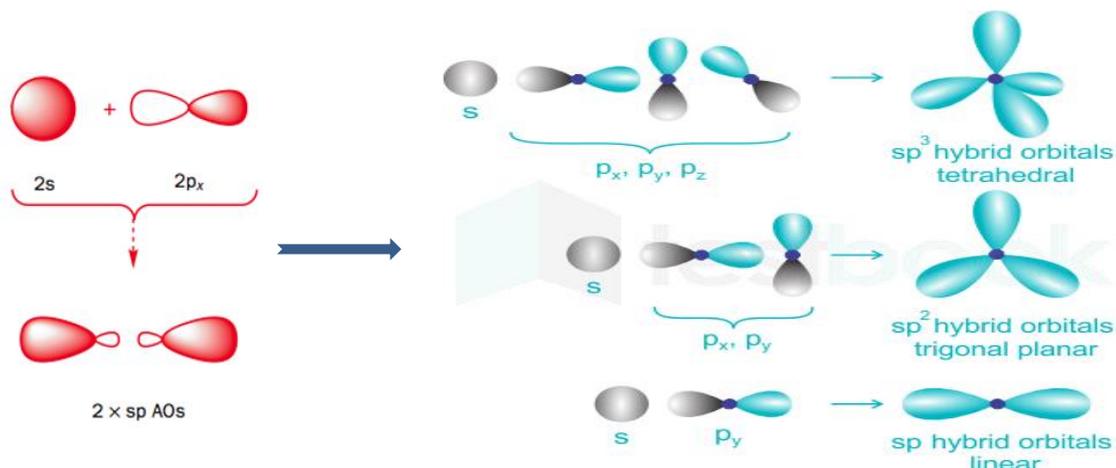
نظرية تنافر الأزواج الإلكترونية

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

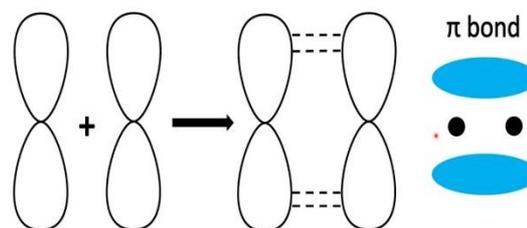


- (1) تفسير كيفية تكون الرابطة التساهمية.
- (2) وضع مفهوم جديد في الكيمياء يسمى التهجين.
- (3) تحديد وتفسير الشكل الفراغي للجزيئات.
- (4) تحديد الزاوية بين الروابط bond angle.

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



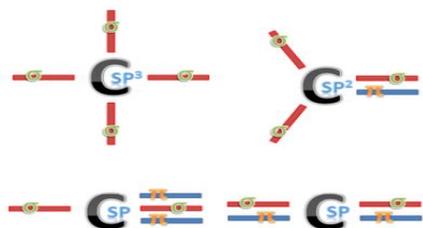
Examples of sigma bonds between s and p orbitals	s orbital	p orbital
s orbital		
s orbital		
p orbital		



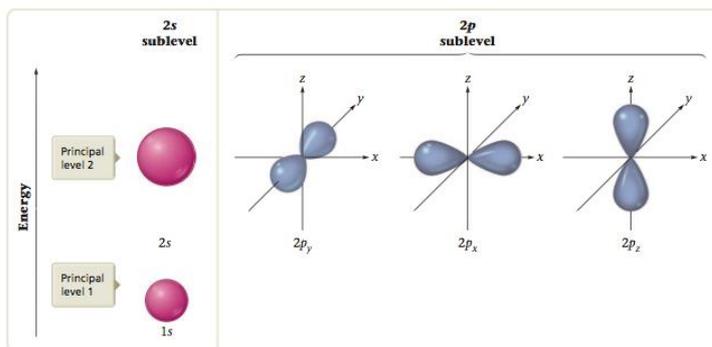
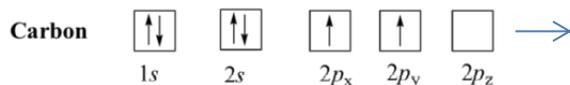
تهجين ذرة الكربون

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

$$H_1 = 1s$$



(1) من التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون نجد أنها تحتوي 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

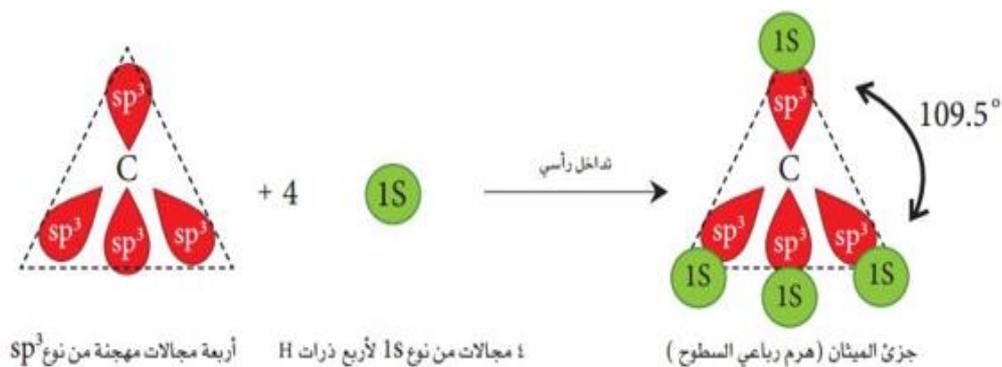
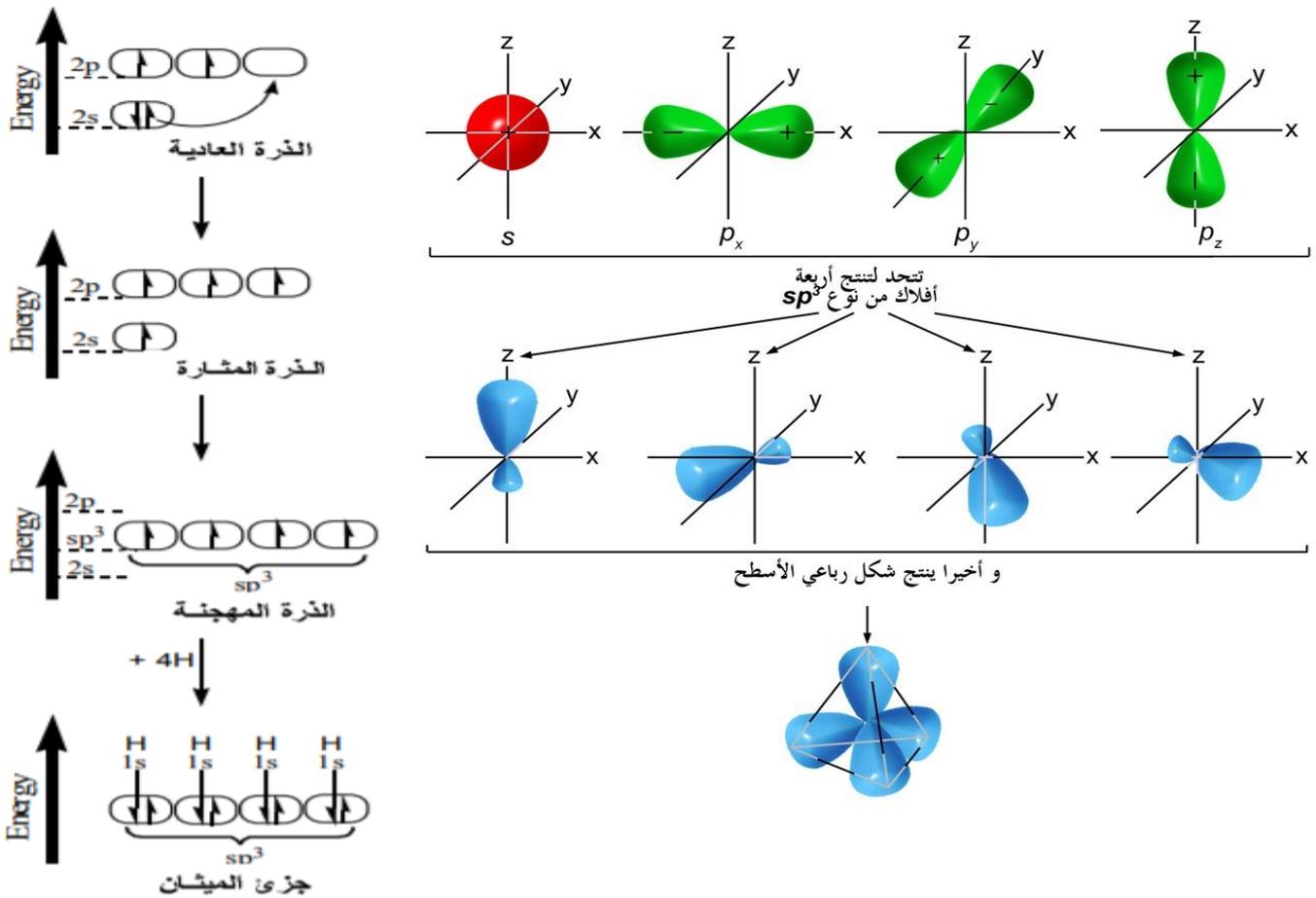
أوربيتالات (p).

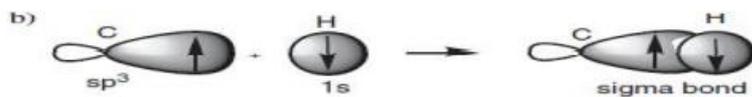
(5) تتناظر الأوربيتالات المهجنة فيما بينها حتى تصل زوايا الربط (Bond angle) إلى 109.5° .

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

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

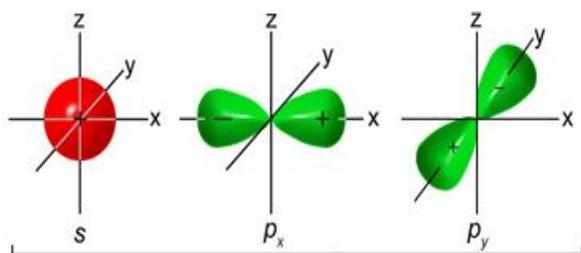
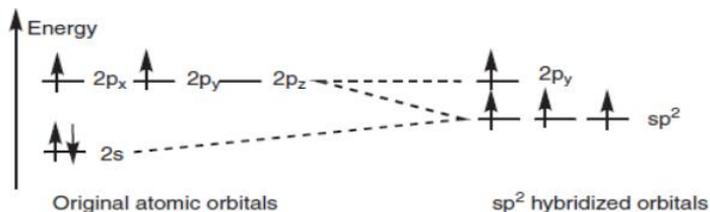
(7) عدد الروابط المتكونة في جزئ الميثان أربعة روابط كلها من النوع سيجما.





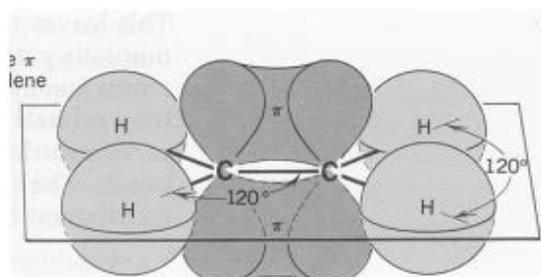
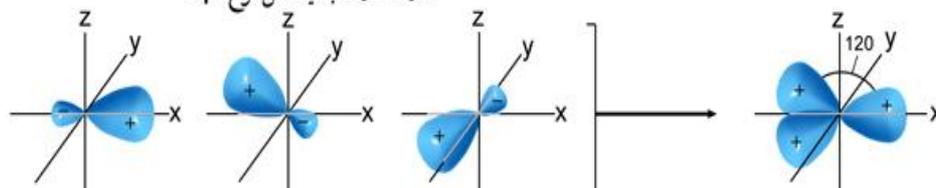
$CH_2=CH_2$ تهجين في جزيئة الاثلين sp^2 =2 تهجين

ويكون الترتيب الالكتروني لذرة الكربون

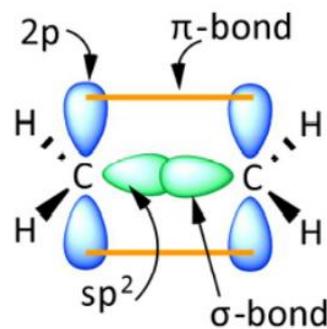


تتحد الأفلاك الثلاثة لتنتج

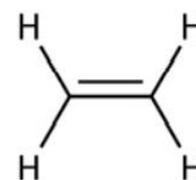
ثلاثة أفلاك جديدة من نوع sp^2

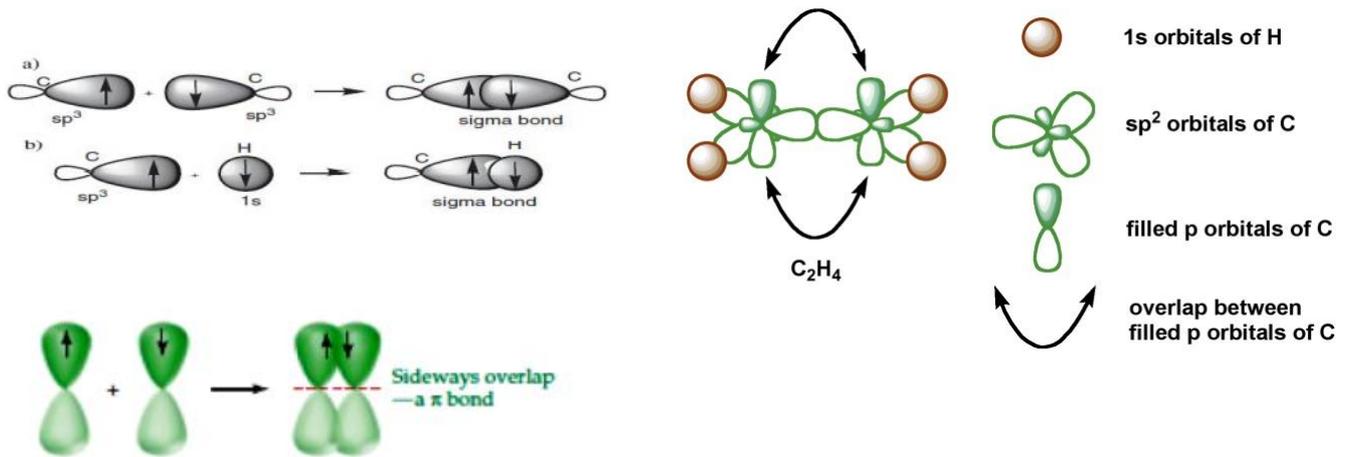


الشكل الهندسي لجزيئ الإيثين هو مثلث مسطح
Planar triangle



Ethene

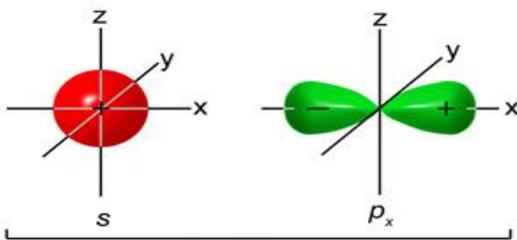
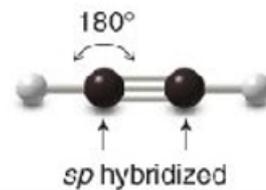
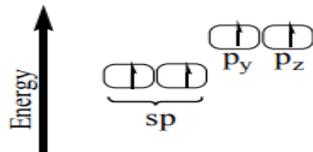




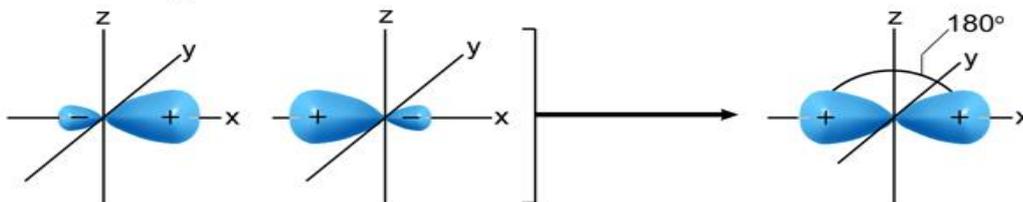
Ethyne $HC\equiv CH$

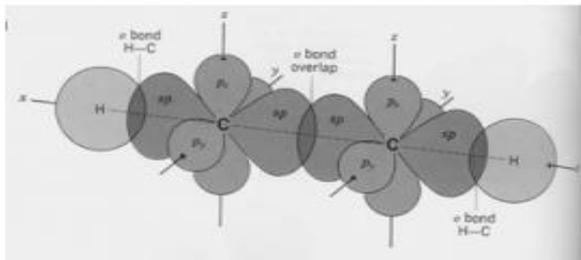
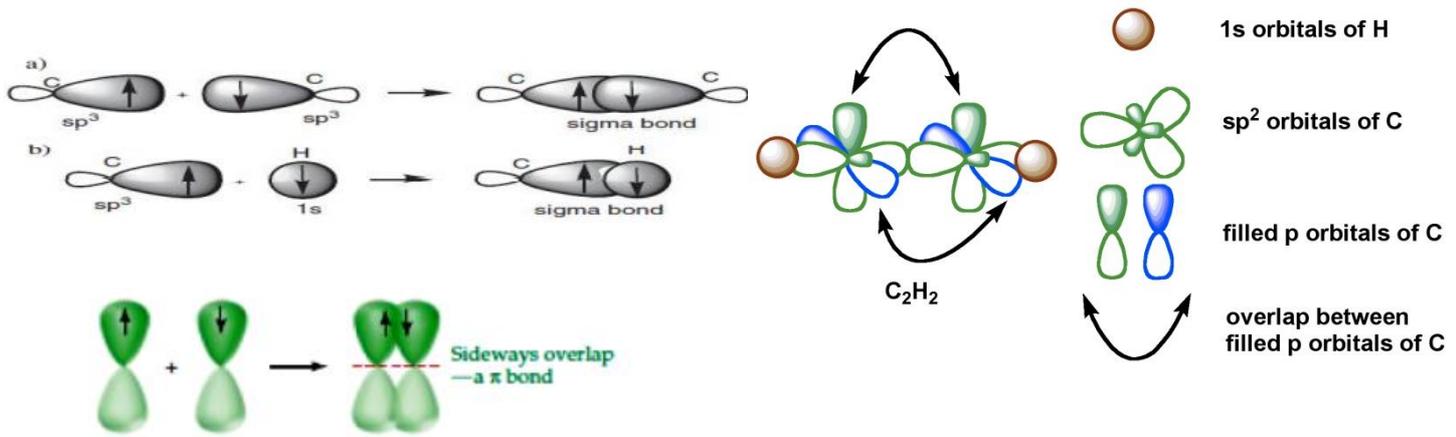
تهجين في جزيئة

SP تهجين =3

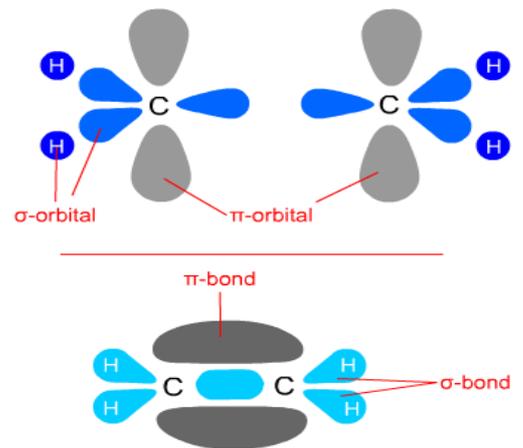


يتحد كلا الفلكين لانتاج
فلكين جديدين من نوع sp



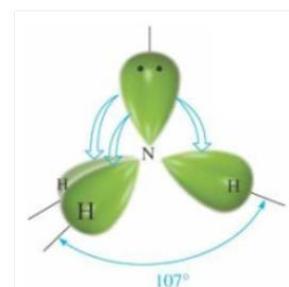
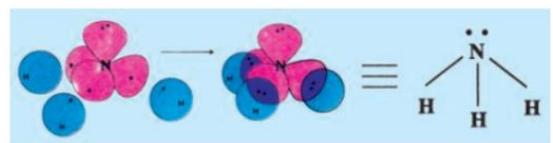
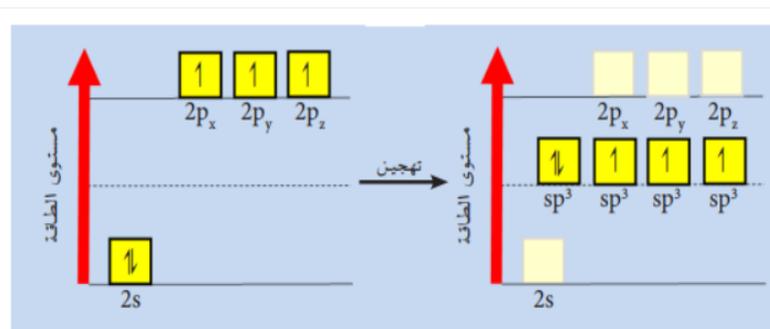


الشكل الهندسي Geometry لجزئ الإيثانين هو خطي Linear

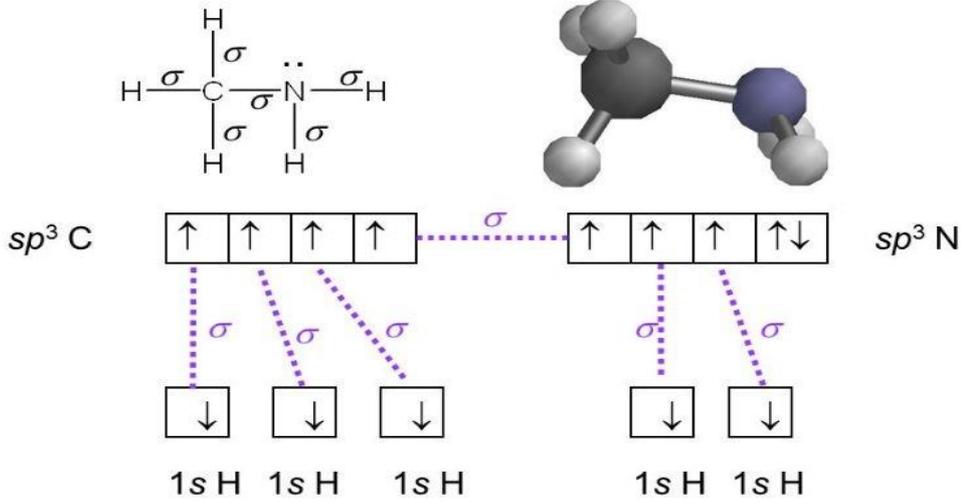


النايتروجين

=A تهجين الامونيا NH_3



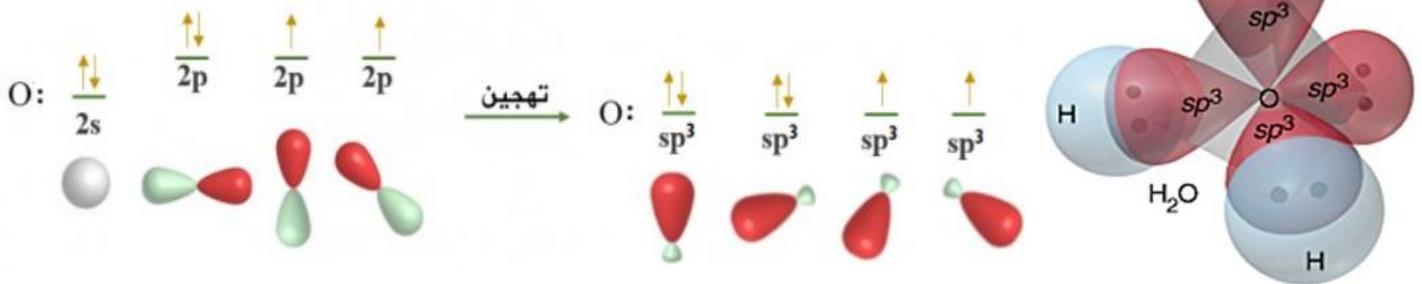
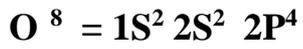
=B ميثايل امين



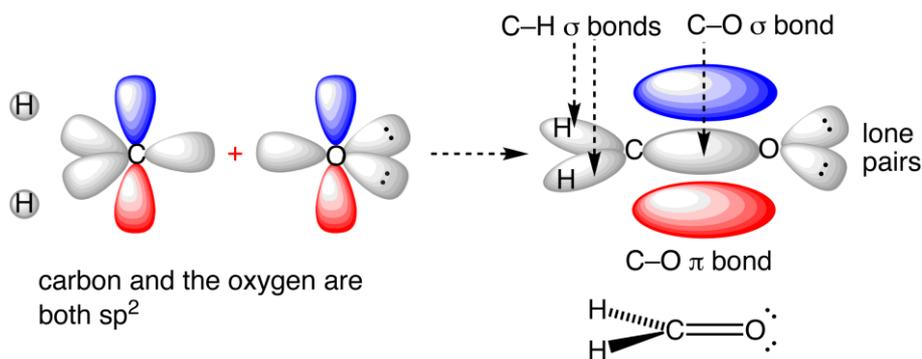
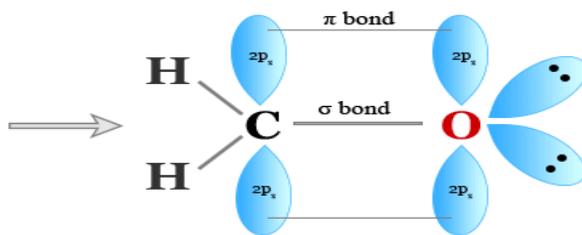
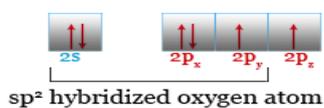
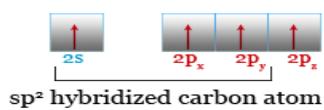
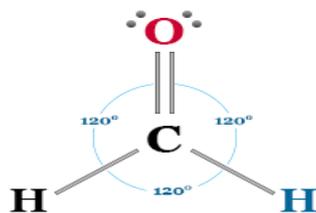
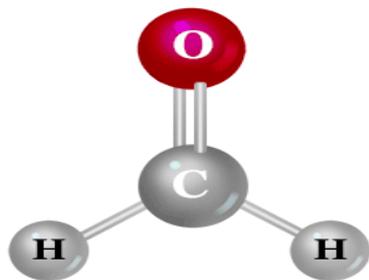
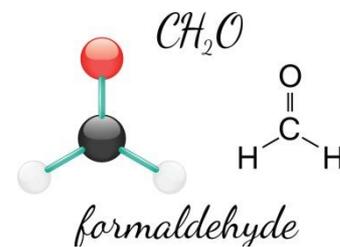
الايوكسجين

SP³

=A تهجين جزيئة الماء H₂O



فورمالديهايد = B



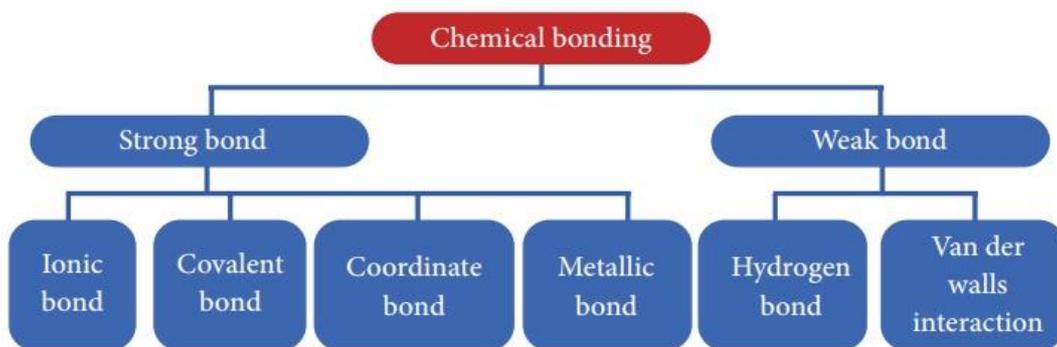
المحاضرة الثالثة

Chemical Bonding

التأصر الكيميائي

الواصر الكيميائية

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



نوعين من الواصر

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

الاصرة التساهمية

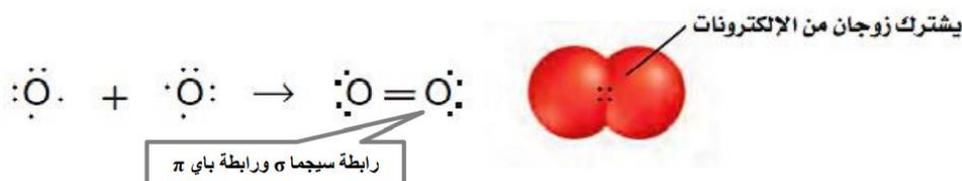
هي رابطة تنشأ عن طريق مشاركة الذرات بالإلكترونات التكافؤ للوصول الى قاعدة الثمانية. أي تنشأ بين ذرتين كلاهما تحتاج إلى الكترونات حتى تصل للاستقرار بحيث تساهم الذرة الاولى بالإلكترون

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 مشتركة 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

والذرة الثانية بإلكترون لتكونا زوج الكتروني مشترك بين الذرتين. وتصنف على حسب مايلي:

02 الاواصر الثنائية



الاواصر المتعددة



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

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

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

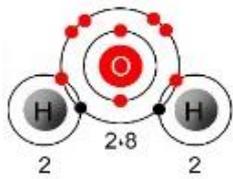
* يمكن استخدام فرق الكهروسالبية بين ذرتين لتحديد نوع الترابط الموجود بين الذرات. وكما موضح ادناه:

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:



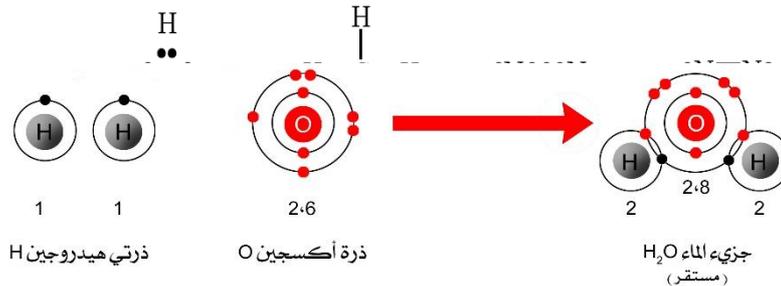
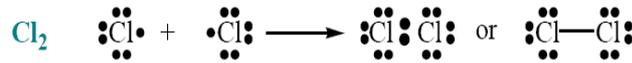
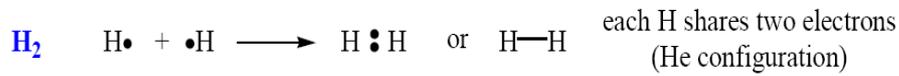
اصرة قطبية (مشحونة)



جزء الماء (مستقر)

H_2 الاصرة غير قطبية (غير مشحونة)

CH_4 السالبة الكهربائية للذرتين متقاربة جداً فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين.



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

الاصرة الأيونية

الاصرة الأيونية: ينتج الترابط الأيوني بسبب الانتقال الكامل للإلكترون أو 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.

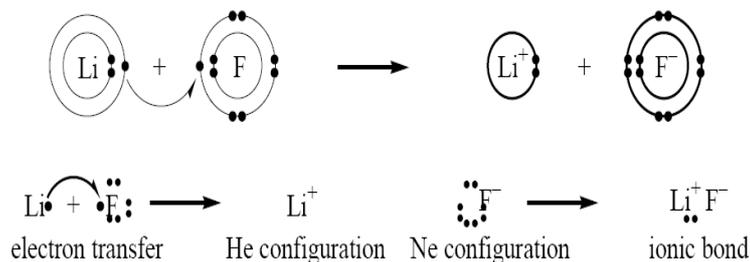
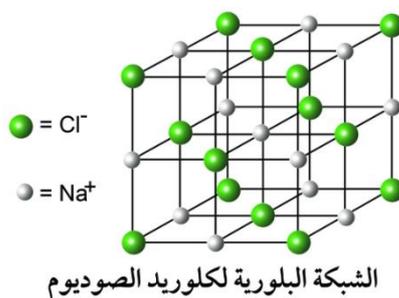
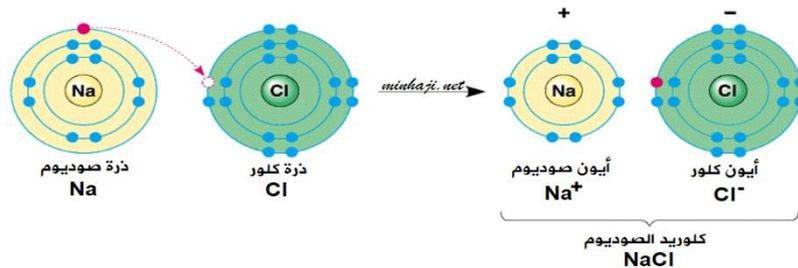
فالذرة التي تفقد تتحول إلى أيون موجب والتي تكتسب تتحول إلى أيون سالب.

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 الكترون يميل لفقده فيتحول إلى أيون صوديوم موجب.

أما الكلور لديه سبع الكترونات في مداره الأخير يميل لاكتساب الكترون ليستقر ويتحول إلى ايون سالب. وبالتالي تنشأ الرابطة الأيونية بين فلز ولافلز ليصل كل منهما الى للتركيب الالكتروني لأقرب غاز خامل 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:

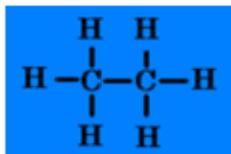


3 - نموذج الكرة والعصا : تعطي الشكل الهندسي الثلاثي الأبعاد والدقيق ، وتظهر شكل الجزيء بوضوح:

نموذج يستخدم في الكيمياء ويبين التركيب الجزيئي للمادة الكيميائية في صورة ثلاثية الأبعاد، حيث يظهر مواضع الذرات و الروابط الكيميائية بينها

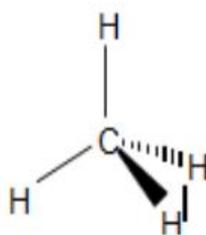
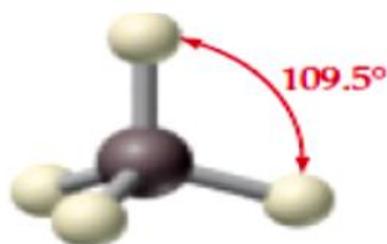


4 - النموذج الفراغي: يعطي صورة أكثر واقعية عن الكيفية التي يدور فيها الجزيء لو أمكن رؤيته حقيقية



الصيغة البنائية للإيثان

الصيغة الفراغية Three dimension formula : اظهار الجزيئة بالأبعاد الثلاثة



— يشير إلى الذرات في نفس المستوى

▲ يشير إلى الذرة الأمامية

⋯ يشير إلى الذرة الخلفية

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 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) .

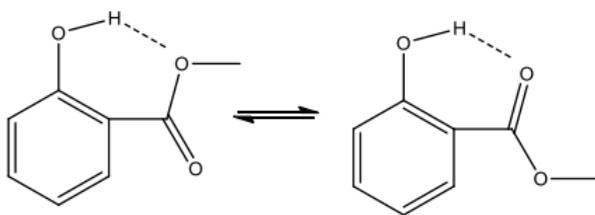
قوى التجاذب الكتر وستاتيكي او قوى التداخل Intermolecular Force

1- التآصر الهيدروجيني

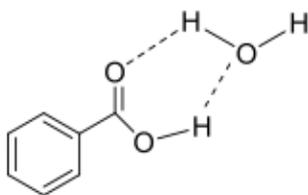
وهي الاصرة التي تنشأ بين الجزيئات المستقطبة حيث يحصل تجاذب كهربائي بين ذرة تحمل شحنة سالبة في الجزيئة مع ذرة تحمل شحنة موجبة في جزيئة اخرى او في نفس الجزيئة مثل (H_2O , $R-OH$, HF) ويرمز لهذه الاصرة بخط متقطع -----

وهي نوعين

A. ضمنى (ضمن نفس الجزيئة)



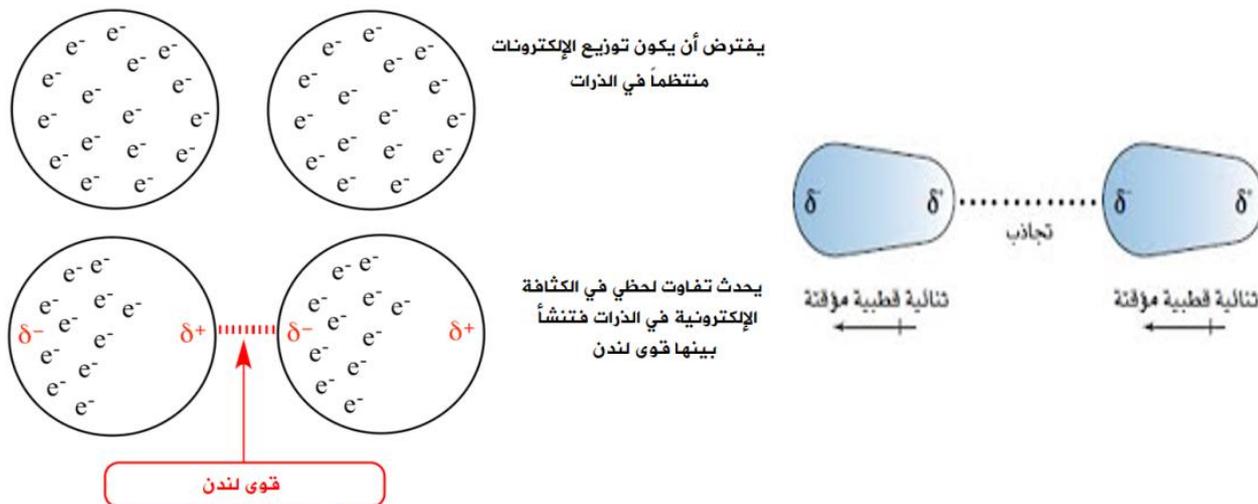
B. وبينى (بين الجزيئات المختلفة من نفس المادة او مادة اخرى)



2- قوى فاندر فالز (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 و اقطاب سالبة

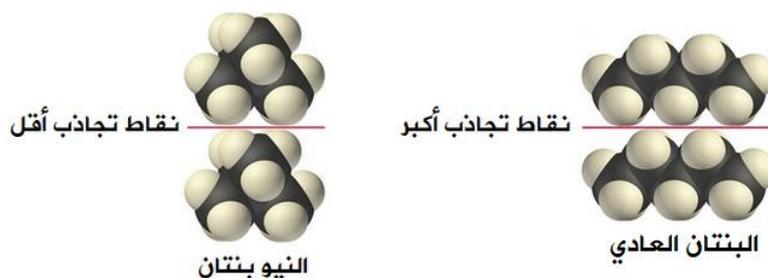
على الذرات او الجزيئات بسبب الحركة العشوائية للإلكترونات حول أنوية الذرات والذي يؤدي الى اختلاف الكثافة الالكترونية حولها عند اقتراب الذرات من بعضها البعض تتنافر إلكترونات الذرات وتتجمع في مناطق محددة اكثر من مناطق اخرى فتظهر على مناطق التي تتجمع بيها الكترونات شحنة جزئية سالبة وتظهر على مناطق اخرى شحنة جزئية موجبة وهذا يؤدي الى ارتباط الجزيئات بقوى تجاذب لحظية .



من العوامل المؤثرة في قوى فاندرفال

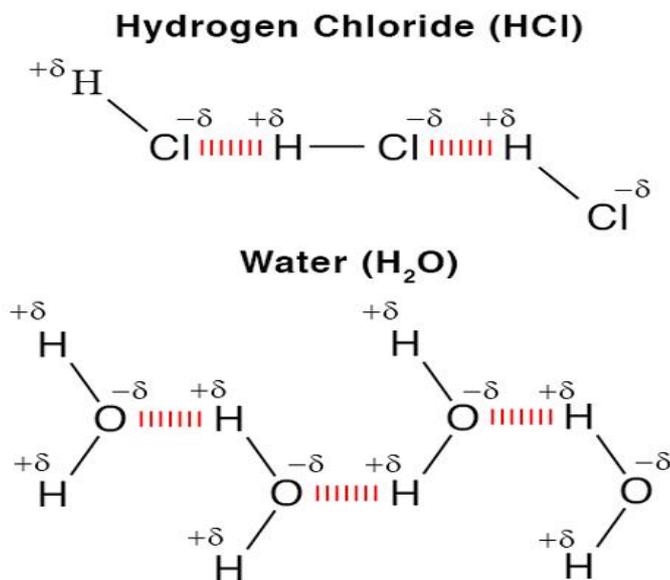
- 1- شكل وحجم الجزيئة... كلما زاد حجم الجزيئة فانه يوفر مساحة اكبر للتلامس مع الجزيئات الاخرى ويحدث تجاذب اكبر بينهم.... فاذا كان الشكل الجزيئة طولي ستكون مساحته اكبر لتجاذب من الشكل الكروي
- 2- كلما زاد عدد الالكترونات زادت عملية عدم الانتظام في توزيع الالكتروني وبالتالي زادت قوى فاندرفال
- 3- كلما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

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



3- تجاذب قطب - قطب =

جزئيات قطبية تتجاذب فيما بينها



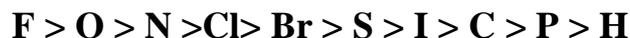
تأثير التركيب على خواص ونشاط المركبات العضوية

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:



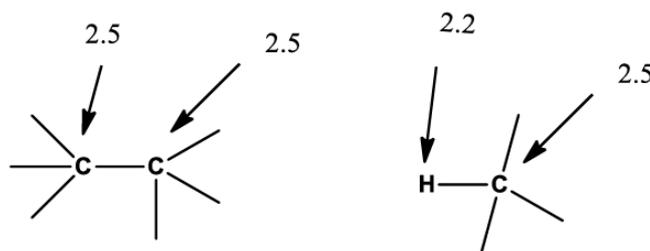
الهيدروجين



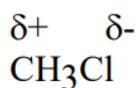
الكلور



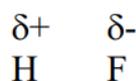
الميثان



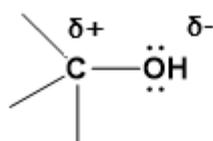
وفي حالة ان أحد الذرات تقوم بسحب الإلكترونات بقوة أكبر قليلا من الأخرى فإنه تتكون رابطة تساهمية قطبية. وهذا بدوره يؤدي إلى تكون أقطاب في الجزيئة (قطب موجب ويتمثل في الذرة التي قلت حولها الكثافة الإلكترونية وقطب سالب ويتمثل في الذرة التي زادت عندها الكثافة الإلكترونية وهي عادة الذرة ذات السالبية الكهربائية 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.



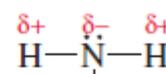
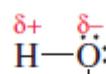
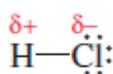
كلورو ميثان



فلوريد الهيدروجين



C-O bond is a polar bond



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

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

المحاضرة الرابعة

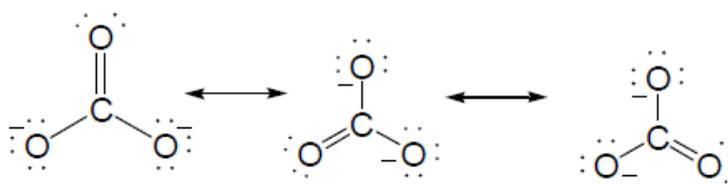
الرنين

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 الموضعية بعدة أشكال رنينية.

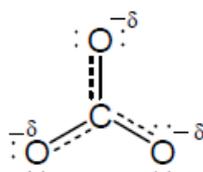
وتحدث مثل هذه الظاهرة في الجزيئات التي تحتوي على الكثرونات باي. π electrons اي ممكن كتابة المركب معين بأشكال مختلفة، وتختلف مواقع الإلكترون فقط.

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 للتركيب وكل واحد منهم يسمى التركيب الرنيني ويكون اقل طاقة أكثر استقرار.

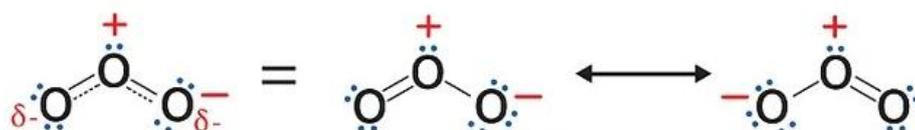
فمثلا جزيء Carbonate ion CO_3^{2-} يمكن كتابته بالصيغ الثلاثة الآتية :



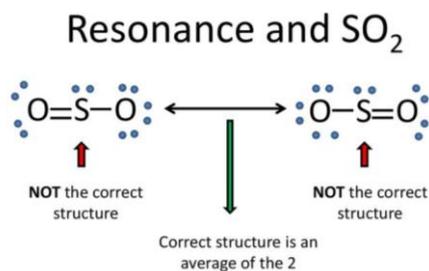
من هذه التراكيب الثلاثة نجد أن هناك روابط C-O أحادية وزوجية وكما درسنا سابقا أن الروابط الأحادية أطول من الروابط الزوجية ولكن دلت الدراسات على أن جميع روابط هذا الأيون متساوية في الطول فهي أقصر من الروابط الأحادية وأطول من الروابط الزوجية وأن كل ذرة أكسجين تحمل شحنة سالبة جزئيا وبناءا عليه يكون الأيون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



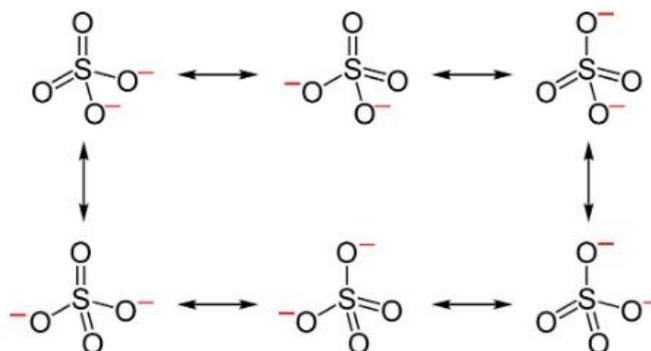
أما بالنسبة للأوزون (O_3) ، وهو تأصر للأكسجين بتركيب على شكل حرف V وزاوية O – O – O تبلغ 117.5 درجة. ويمثل كما يلي:



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

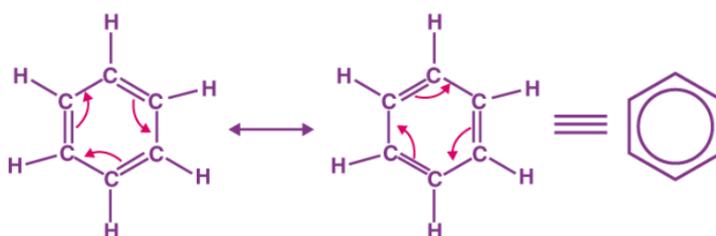


- Correct Lewis Structure is represented like this:



Resonance Structures of Benzene

الرنين لتركيب البنزين:



قواعد التآرجح 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 سهم 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.

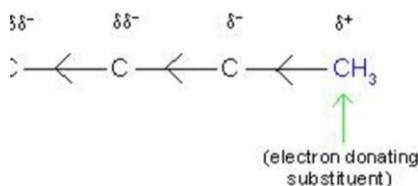
س/ ارسم الاشكال الرنينية للجزيئات التالية بشكل واضح:
 NO_3^- ; PO_4^{3-} ; CHO_2^- ; HPO_3^{2-} ; CH_3COO^-

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 الألكيل المختلفة (ميثيل , إيثايل).



..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.

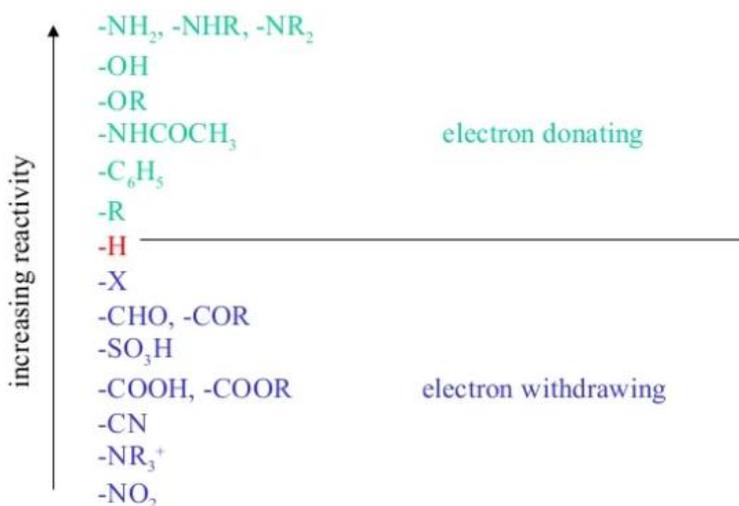
- التأثير الحثي يمكن استخدامه لتحديد ما إذا كان الجزيء مستقر أم لا اعتمادا على الشحنة التي تحملها الذرة -
 المعتمدة ونوع المجموعات المتصلة به

Electron. - withdrawing group المجموعات الساحبة للإلكترونات

هي المجموعات التي تسحب إلكترونات الاصرة إتجاهها

electron donating groups المجموعات المانحة او الدافعة للإلكترونات

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

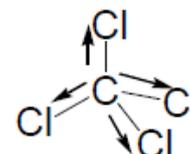
يوضح اتجاه استقطاب الرابطة باستخدام السهم التالي حيث يشير إلى الطرف الأكثر سالبية

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

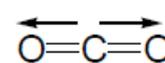
في هذان الجزيئان لا يوجد عزم قطبي لأن لكل منهما شكل الهرم الرباعي فيكون مركز الشحنة الموجب متطابق مع مركز الشحنة السالب أي أن محصلة الكميات المتجهة يساوي صفراً .



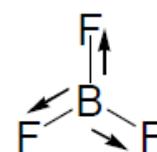
$$\mu = 0$$

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.

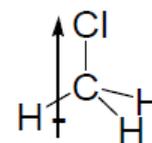


العزم القطبي لجزيئات القطبية Polar molecules

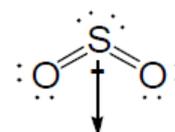
formula	CH ₃ Cl	SO ₂	H ₂ O	NH ₃	NF ₃
μ (D)	1.87	1.62	1.85	1.47	0.24

جزيء CH₃Cl

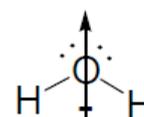
يهمل تأثير الرابطة C-H في العزم القطبي بسبب تقارب الذرتين في الكهروسالبية وتكون الرابطة C-Cl هي المسؤولة عن قيمة العزم القطبي .

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 .

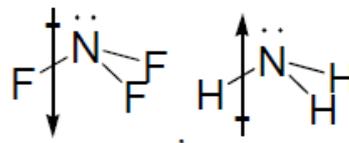
جزيء الماء H₂O

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



جزئ NH_3 و NF_3

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 NF_3



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 دقيقة، 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
$CH_3(CH_2)_2CO_2H$	butanoic acid	88	164 °C	very soluble
$CH_3(CH_2)_4OH$	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 بتغيير تركيب مادة وترتيب جزيئاتها وهيكلها، ولا يمكن ملاحظتها في أغلب الأحيان إلا عند خضوع المواد لتغيراتٍ.. وتفاعلاتٍ كيميائيةٍ وحدث تغيير 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:

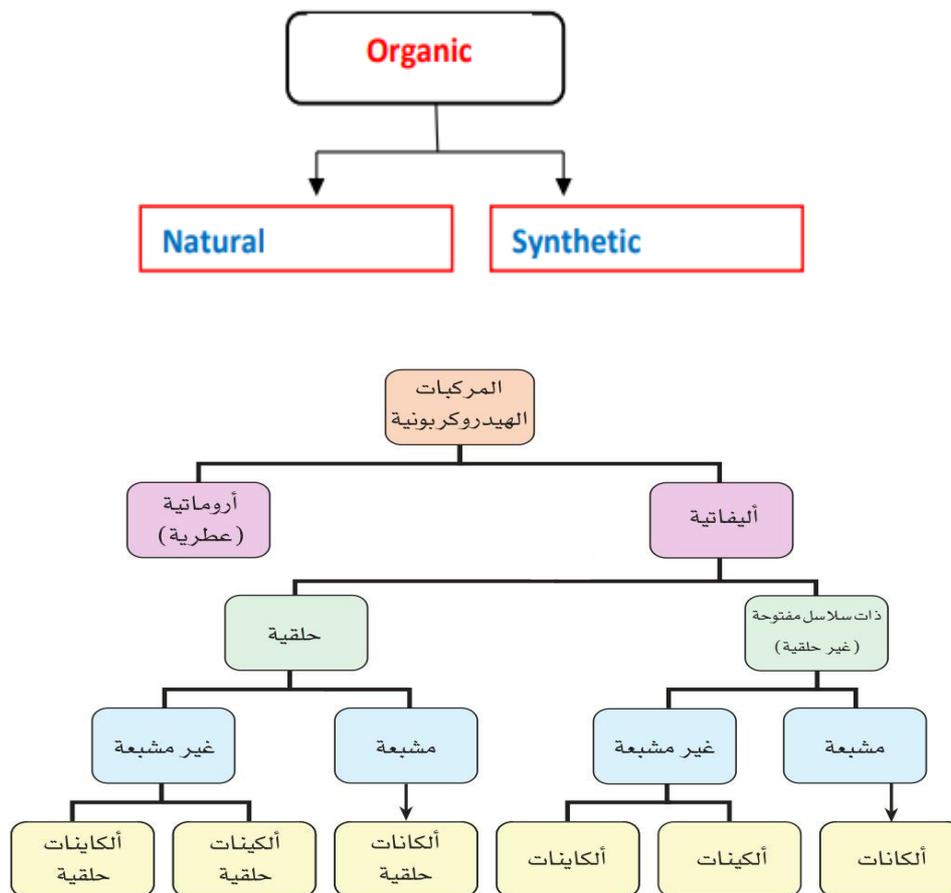
<u>Family name</u>	<u>Function group</u>	<u>Name ending</u>	<u>Simple example</u>
Alkane	C—C	-ane	CH ₃ —CH ₃
Alkene	C=C	-ene	CH ₂ =CH ₂
Alkyne	C≡C	-yne	HC≡CH
Alcohol	C—OH	-ol	CH ₃ —OH
Ether	C—O—C	ether	CH ₃ —O—CH ₃
Amine	C—NH ₂	-amine	CH ₃ —NH ₂
Aldehyde	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$	-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... الكينات... والتي سوف تكون موضوع دراستنا

اهمية دراسة الكيمياء العضوية

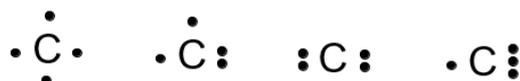
- 1- كثرة مركبات الكربون , حيث يبلغ عدد مركبات الكربون المعروفة ليوم اكثر مليون مركب , وهذا العدد أكبر من عدد مركبات العناصر الأخرى مجتمعة
- 2- أهمية مركبات الكربون بالنسبة للإنسان , فمركبات الكربون تحتل مكانة مهمة في الحياة فالغذاء والسكن والملابس والأدوية والمنظفات والمبيدات الحشرية وادوات التجميل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

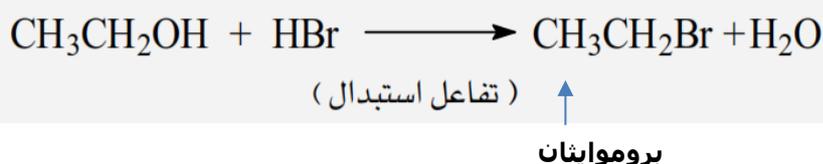
التفاعلات الكيميائية يمكن تلخيص التفاعلات الكيميائية

- 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:

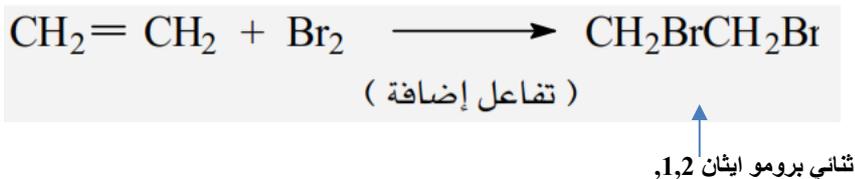
1= تفاعلات الاستبدال

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



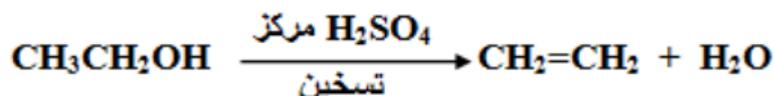
2= تفاعلات الاضافة

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.

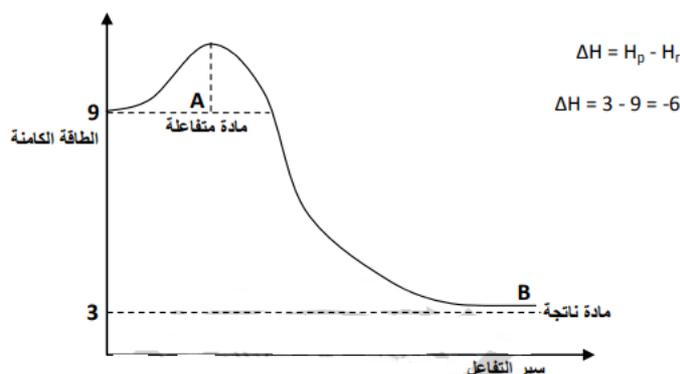
الاختزال : اضافة الهيدروجين للمركب العضوي او انتزاع الاوكسجين منه
ولا تحدث عمليتا التأكسد والاختزال في المركبات العضوية الا بوجود عوامل مؤكسدة مثل K_2CrO_4
دايكرومات البوتاسيوم، وعوامل مختزلة غير العضوية مثل H_2

التفاعلات الباعثة للحرارة Exothermic Reaction

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

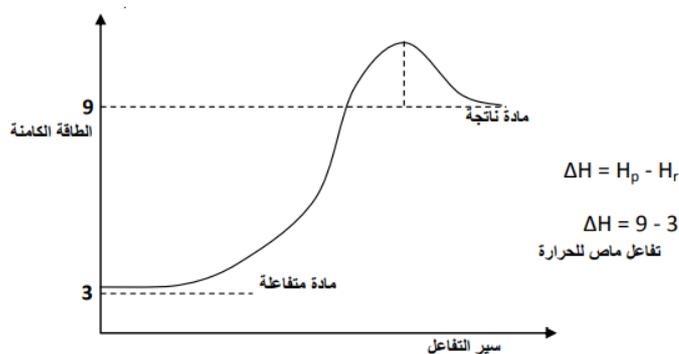
$$\Delta H = H_{\text{Product}} - H_{\text{Reactant}}$$

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 أما متجانس أو غير متجانس .

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



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

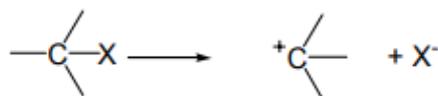


الوسيطات النشطة Reactive intermediates : في التفاعلات الكيميائية التي تتم على عدة خطوات تتكون وسيطات نشطة نتيجة لانشطار الروابط التساهمية .

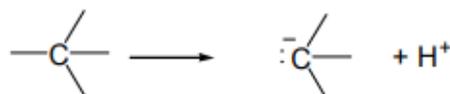
1. **الجزر الكربوني الحر فقير للإلكترونات** فهو يحتوي على سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ لذا يتفاعل كإلكتروفيل Electrophile أي الباحث عن الإلكترونات .



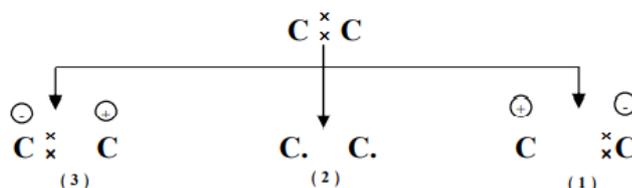
2. **الكاتيون الكربوني Carbocation** : هو الاسم الأحدث لأيون الكربونيوم Carbonium ion وهو أيضا فقير للإلكترونات حيث يحتوي على ستة إلكترونات فقط في غلاف التكافؤ ويتفاعل كإلكتروفيل .



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 جداً 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

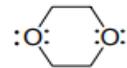
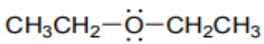
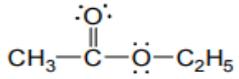
1. **المذيبات البروتونية protic** : تتألف من الجزيئات التي تستطيع تكوين روابط هيدروجينية كونها تحتوي على ذرة هيدروجين حامضية مثل الماء ، أما **المذيبات غير البروتونية aprotic** فهي التي لا
3. **المذيبات المانحة donor** : هي مذيبات تتألف من جزيئات قادرة على منح أزواج من الإلكترونات غير المشاركة في الربط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

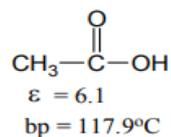
Hexane	, CCl ₄	, Benzene	, CH ₂ Cl ₂	, CHCl ₃
ε = 1.9	2.2	2.3	8.9	4.8
bp = 68.7°C	76.8°C	80°C	39.8°C	61.2°C

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]

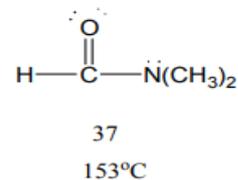
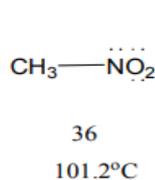
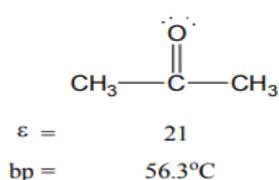


.iv بعض المذيبات القطبية تكون ماتحة وغير بروتونية مثل :

Acetone[Me₂CO , DMK] ,

Nitromethane[MeNO₂] ,

N,N-Dimethyl formamide[DMF]



.v بعض المذيبات القطبية تكون ماتحة وبروتونية مثل :

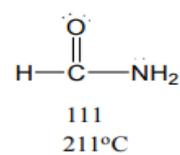
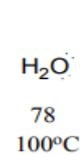
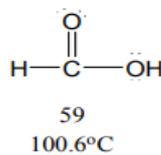
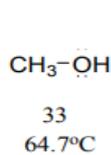
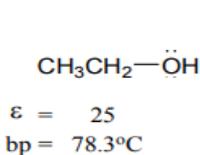
Ethanol[EtOH]

Methanol[MrOH]

Formic acid

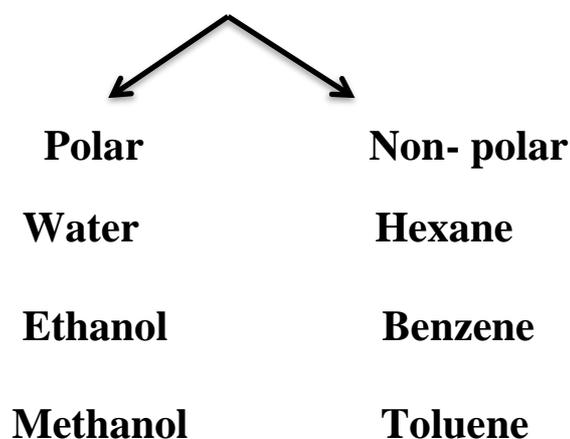
Water

Formamide

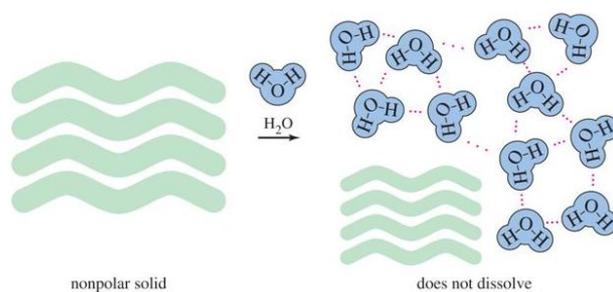


Solubility + solvents الذوبانية + المذيبات

Solvents

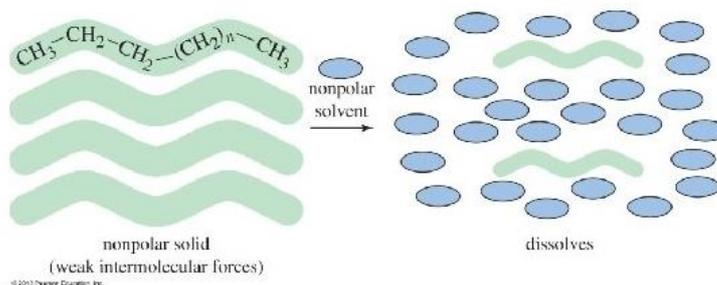


Nonpolar Solute with Polar Solvent



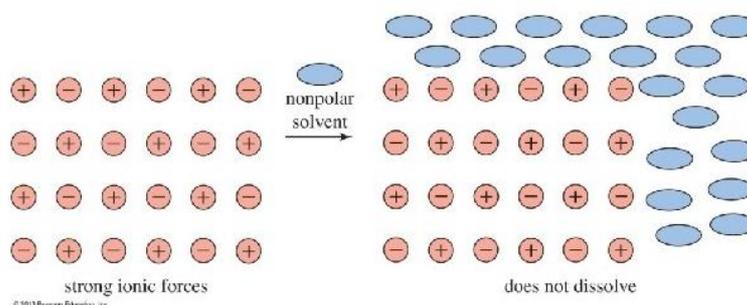
If a nonpolar molecule were to dissolve in water, it would break up the hydrogen bonds between the water molecules. Therefore, nonpolar substances do not dissolve in water.

Nonpolar Solute in Nonpolar Solvent

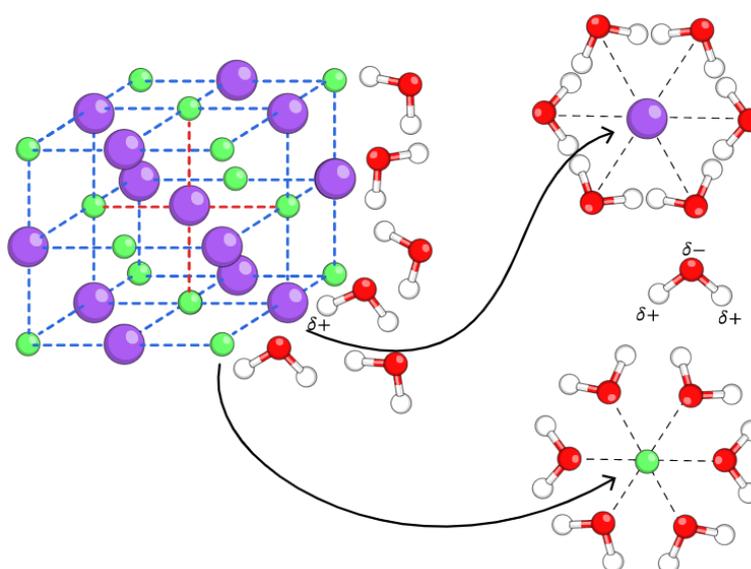
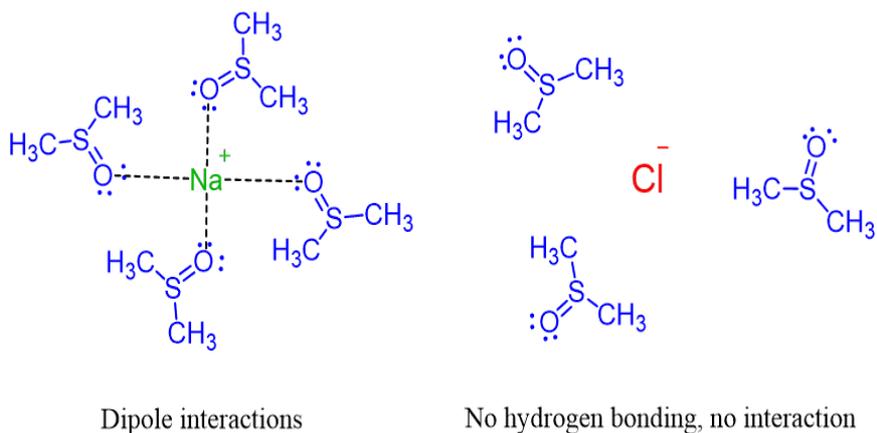


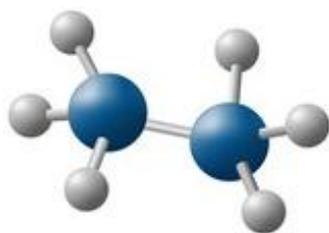
The weak intermolecular attractions of a nonpolar substance are overcome by the weak attractions for a nonpolar solvent. The nonpolar substance dissolves.

Polar Solute in Nonpolar Solvent

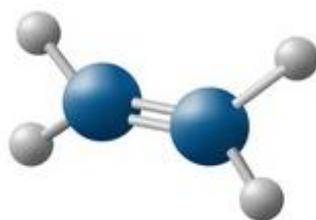


The solvent cannot break apart the intermolecular interaction of the solute, so the polar solid will not dissolve in the nonpolar solvent.





Alkane



Alkene



Alkyne

المحاضرة الخامسة

الأكانات (البرافينات) Alkanes

هي مركبات هيدروكربونية تتكون من ذرات الهيدروجين والكربون فقط وتنقسم إلى هيدروكربونات اليفاتية وهيدروكربونات اروماتية.

الهيدروكربونات الأليفاتية Aliphatic hydrocarbons : هي عبارة عن مركبات ذات سلاسل مستقيمة أو متفرعة أو حلقيّة وقد تكون مشبعة أو غير مشبعة ولقد اشتق اسم أليفاتية من الكلمة اليونانية alephas وتعني " الدهن fat "

التشبع Saturated : يقصد بالتشبع هو أن تكون جميع روابط C-C أحادية بمعنى أن عدد ذرات الهيدروجين هو الحد الأقصى الذي يمكن للهيدروكربون أن يحتويه سواء كان المركب حلقي أو غير حلقي .

عدم التشبع Unsaturated : المركب غير المشبع هو الذي تحتوي جزيئاته على روابط ثنائية أو ثلاثية ويكون عدد ذرات الهيدروجين أقل من العدد الأقصى الذي يمكن للهيدروكربون أن يحتويه .

والهيدروكربونات الاروماتية: هي هيدروكربونات تحتوي على حلقة بنزين.

أولا / الهيدروكربونات الأليفاتية المشبعة

الأكانات Alkanes هي النوع الوحيد من الهيدروكربونات الأليفاتية المشبعة ويطلق عليها اسم البرافينات Paraffin's المشتقة من اللاتينية " Parum affinis " وتعني الفاعلية المنخفضة وتنقسم إلى :-

أكانات ذات سلاسل مفتوحة : قد تكون متفرعة أو غير متفرعة وتتبع القانون العام C_nH_{2n+2} حيث n عدد ذرات الكربون في المركب ويقصد بالتفرع هو استبدال ذرة هيدروجين أو أكثر من على ذرات الكربون في المركب بمجموعة تحتوي على ذرات كربون وهيدروجين .

أكانات حلقيّة : هي عبارة عن هيدروكربونات ملتفة يتصل أطراف هيكلها الكربوني ببعض وتتبع القانون العام C_nH_{2n}

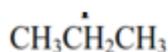
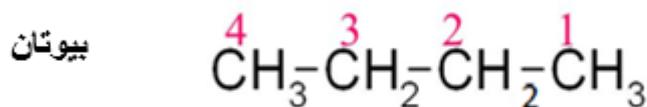
تسمية الألكانات

الهيدروكربونات المستقيمة

الميثان	CH_4	CH_4	
إيثان	CH_3CH_3	C_2H_6	
بروبان	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	C_3H_8	
بيوتان	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	C_4H_{10}	
بنتان	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	C_5H_{12}	
هكسان	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$	C_6H_{14}	
هبتان	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$	C_7H_{16}	
اكتان	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$	C_8H_{18}	
نونان	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$	C_9H_{20}	
ديكان	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_3$	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	

IUPAC Rulesطريقة تسمية الأليوباتك

1. في حالة مركب ليس فيه تفرع / حدد أطول سلسلة مستمرة ورقمه واكتب اسم الكان



بروبان

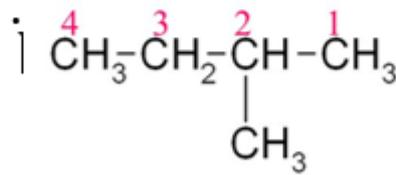
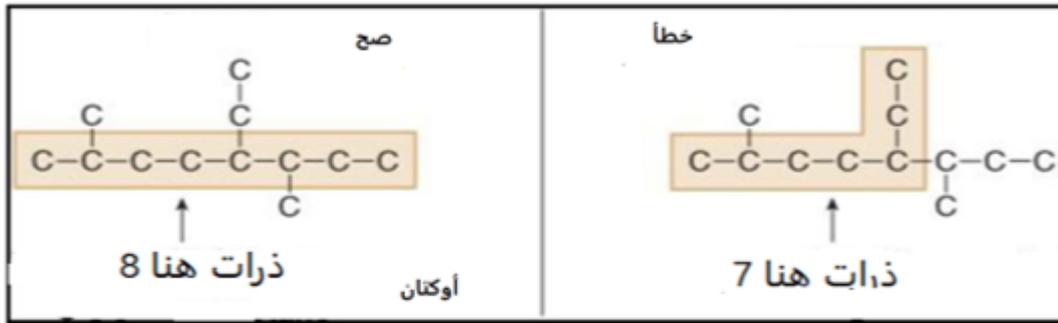


بيوتان

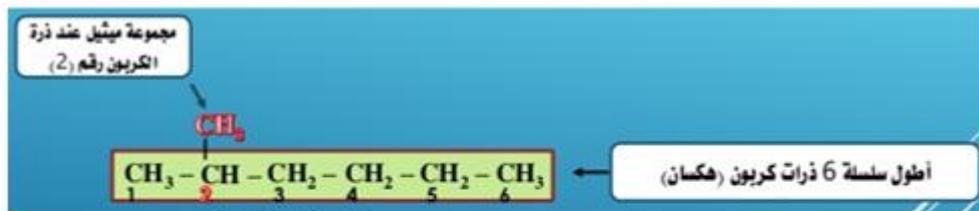


بنتان

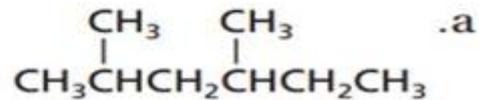
2. في حالة مركب فيه تفرع / حدد أطول سلسلة مستمرة وليس بالضرورة ان تكون مستقيمه من ذرات الكربون واكتب اسم الالكان غير المستقيم المقابل..... بحيث تاخذ التفرعات اقل الارقام



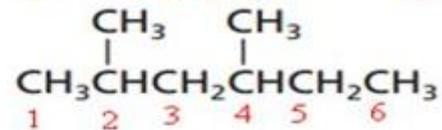
2-مethyl بيوتان



2-مethyl هكسان

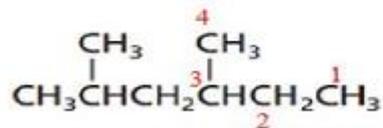


٢، ٤ - ثنائي ميثيل هكسان



2,4-dimethyl hexane

$$\begin{array}{c}
 \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\
 | \quad | \\
 \text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CHCH}_2\text{CH}_3 \\
 \text{6} \quad \text{5} \quad \text{4} \quad \text{3} \quad \text{2} \quad \text{1}
 \end{array}$$
 هذا الترقيم خاطئ لأن التفرعات يمكن أن تأخذ أرقام أصغر



خطأ ، لم ترقم أطول سلسلة

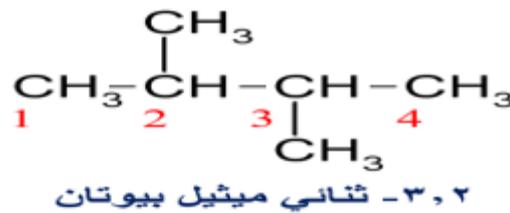
- وتعطى التفرعات اسماءها وتحدد مواقعها بالارقام وتسلسلها حسب حروف الابدجيه
 3. سمي كل مجموعة بديلة باسم يدل علي عدد ذرات الكربون في المجموعة "استبدل المقطع
 الاخير "ان" من اسم الالكان المقابل بالمقطع "يل".
 4. يحدد موضع كل مجموعة بديلة برقم ذرة الكربون المتصلة بها في السلسلة الرئيسية.

5- استخدم المقطع ثنائي في حالة وجود مجموعتين بديلتين متماثلتين

di →

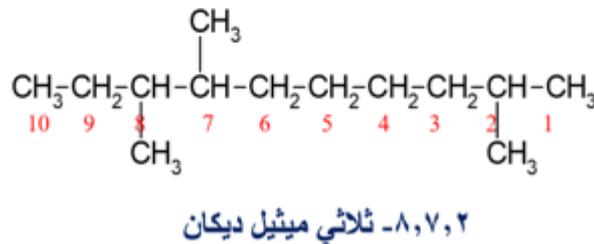
ثنائي ... عند وجود

مجموعتين متشابهه معوضه مثل مجموعه الميثيل في هذا المثال

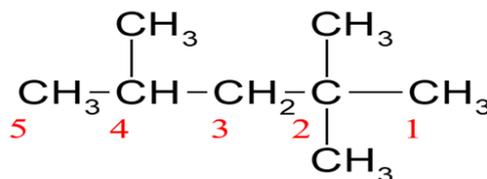


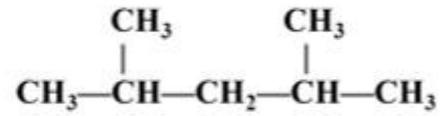
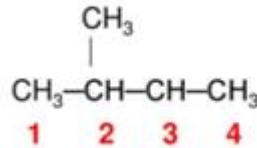
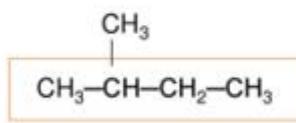
Tri →

في حاله وجود مجموعه ثلاثيه



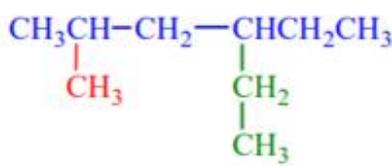
٢، ٢، ٤ - ثلاثي ميثيل بنتان



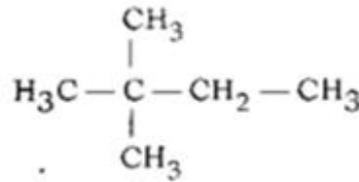


2,4-ثنائي مثيل بنتان

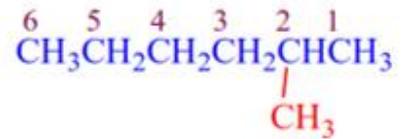
أمثله متنوعة



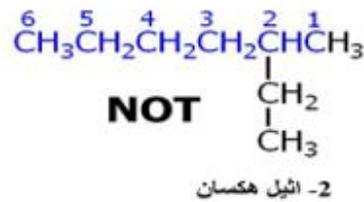
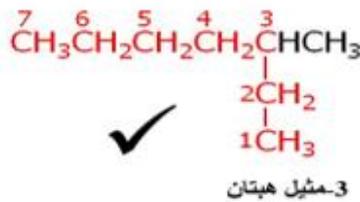
4-اثيل -2-مئيل هكسان



2,2-ثنائي مئيل بيوتان



2-مئيل هكسان



خصائص الألكانات

أ - الخصائص الفيزيائية :

درجة الغليان /تناسب درجة الغليان و الانصهار للالكانات تناسباً طردياً مع عدد ذرات الكربون فيها وذلك نتيجة لزيادة الوزن الجزيئي

كلما زادت عدد التفرعات في الألكان تقل درجة غليانه وذلك لان التفرعات تعمل على ابعاد الجزيئات عن بعضها فتقل بذلك قوى فاندرفالز بين جزيئات المركب

..الذوبانية/ لا تذوب الألكانات في المذيبات القطبية مثل الماء وذلك لانها مركبات غير قطبية

تذوب الألكانات في المذيبات غير القطبية مثل رابع كلوريد الكربون

حسب قاعدة الشبيهه يذيب شبيهه.... اي اذا كان المركب قطبي يذوب في مذيب قطبي

- وإذا كان المركب غير قطبي يذوب في مذيب غير قطبي .
- الإلكانات تعتبر مذيب جيد لكثير من المواد مثل البروتينات و الدهون
- الإلكانات من كاربون 1 إلى كاربون 4 ... غازات وتمثل المكونات الأساسية للغاز الطبيعي..... بسبب قلة كتلتها الجزيئية وضعف قوى تشتت لندن بين جزيئاتها
- الكانات من كاربون 5 إلى كاربون 10 سوائللزياده كتلتها الجزيئية مما يؤدي لزياده تشتت لندن مثل الكيروسين والكازولين
- الإلكانات من كاربون 11 فما فوق مواد صلبة مثل شمع البارفين

الخصائص الكيميائية:

- ▶ 1- هي خاملة كيميائياً. بسبب قوة الاصرة كاربون – كاربون او هيدروجين – كاربون وتقارب قيم الكهروسالبية لذرتي كاربون والهيدروجين لذلك تكون اواصر كاربون – هيدروجين غير قطبيه
- ▶ 2- من اشهر تفاعلات الإلكانات هو تفاعل الاحتراق، الذي ينتج عنه :-
- أ- ثاني اكسيد الكربون (CO₂)
 - ب- ماء (H₂O)
 - ج- طاقة
- ضعف النشاط او الفعاليه الكيميائيه: وذلك لان جزيئاتها غير قطبية لذا يكون انجذابها نحو الأيونات أو الجزيئات القطبية ضعيف جداكذلك اواصر H – C ، C – C قوية نسبياً

المحاضرة السادسة

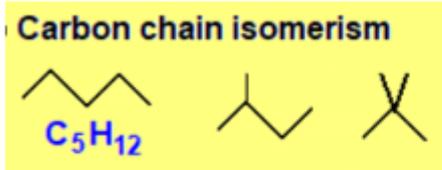
الايزومرات التركيبية Structural isomers

– أن الايزومرات البنائية ظاهرة واسعة الانتشار في المركبات العضوية وتعنى وجود اكثر من صيغة بنائية لصيغة جزيئية واحدة. يطلق على الايزومرات اسم isomers المشتق من اللغة اليونانية isos+meros وتعنى “تتكون من نفس الأجزاء

ولكن في الألكانات يوجد نوعين فقط من الايزومرات التركيبية هما

ايزومرات السلسلة او الهيكلية Chain isomerism

ايزومرات الموضعية Positional Isomerism



أولاً: الايزومرات الهيكلية Skeletal isomers

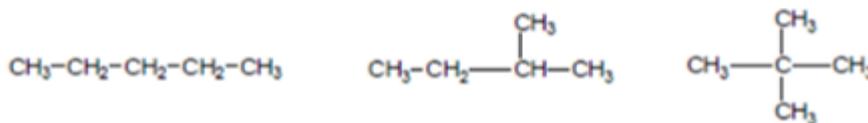
او – Structural Isomerism

Carbon chain isomerism

الايزومرات الهيكلية هي ايزومرات لها نفس الصيغة الجزيئية ولكن تختلف في الهيكل الكربوني يكون لها الصيغتين البنائيتين التاليتين C_4H_{10} مثال: الصيغة الجزيئية –



مثال: ماهي الايزومرات الهيكلية للصيغة الجزيئية C_5H_{12}



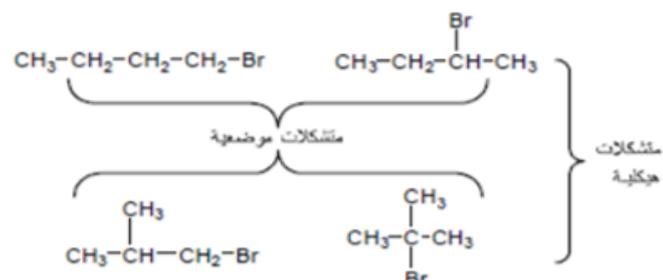
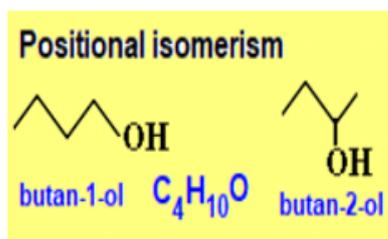
(1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, , pentane, volatile colourless liquid, bpt 34°C , linear.

(2) $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$, , methylbutane (2-methylbutane, but 2- not needed), volatile colourless liquid/gas, bpt 28°C , minimum branching.

(3), $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$, , 2,2-dimethylpropane, colourless gas, bpt 9.5°C , maximum branching.

ثانياً: الايزومرات الموضعية Positional isomers

المتشكلات الموضعية هي متشكلات تختلف في موضع المجموعة غير الكربونية أو في موضع المجموعة الوظيفية من دون تغيير في الهيكل الكربوني. مثال: ماهي متشكلات الصيغة الجزيئية C_4H_9Br ؟ ثم وضح أي منها تمثل متشكلات موضعية وأي منها تمثل متشكلات هيكلية؟

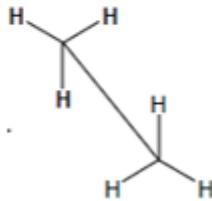


الايزمرات الفراغية في الألكانات Stereochemistry of Alkanes

- التشكل الفراغي عموماً هو فرع من فروع الكيمياء الذي يهتم بدراسة الشكل ثلاثي الأبعاد للجزيئات Three-dimensional الناتج عن وضع الجزيء في الفراغ Conformational
- ولكن في الألكانات يوجد نوع واحد فقط من الايزومرات الفراغية وهو الايزمرات (المتشكلات (Conformational

Newman projection

مسقط نيومان هو طريقة لرسم التشكل الكيميائي وملاحظة الاصرة كربون-كربون من الأمام للخلف، الكربونة الامامية كخط والكربونة الخلفية كدائرة. وهذا النوع من التمثيل يجعل من السهل الوصول للزاوية المائلة بين الاصرتين كلاهما على نفس ذرة الكربون



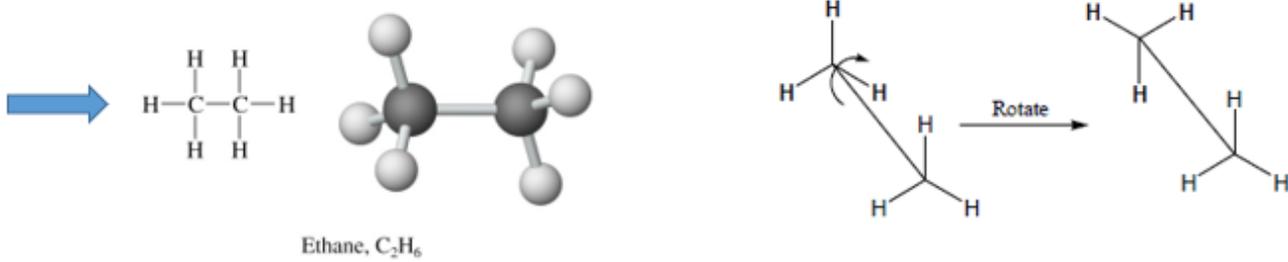
- التمثيل التالي يعرف بإسقاط نيومان Newman projections نسبة للعالم Melvin Newman وفيه تظهر الرابطة C-C مباشرة من نهايتها وتمثل ذرتي الكربون بدائرة Circle

تحليل الهياكل والدوران الحر في مركبات الالكانات

يكون لجزيئات الالكان عدد من الهياكل الفراغية نتيجة دوران الحر حول الاصرة المفردة كاربون - كاربون C-C وهذه الهياكل غير متساوية في الطاقة. توجد في الألكانات غير الحلقية حيث يكون الدوران حول الروابط C-C دوران حر أي غير مقيد free rotation بمعنى أن ذرات الهيدروجين أو المجموعات المتصلة بذرات الكربون تكون في حالة تبادل مستمر بين الهياكل الممكنة بسرعة كبيرة.

- لا تمثل هذه الهياكل ايزومرات وذلك بسبب صعوبة فصلها.

مركب الايثان Conformation of ethane

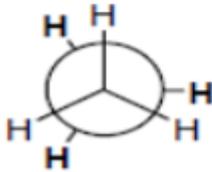


– يعرف هذا التمثيل للهيئات بهيئة الحصان Sawhorse representations وفيه تظهر الرابطة C-C بزواوية منحرفة وروابط C-H بوضوح كبير على ذرتي الكربون.

– أن هذه الهيئات الناتجة من الدوران حول الرابطة C-C لا حصر لها وهي غير متساوية في الطاقة وبالتالي غير متساوية في الثبات وتسمى كل واحدة منها Conformer والتي اشتقت من كلمتي Conformational isomer وهناك هيئتان رئيسيتان هما:

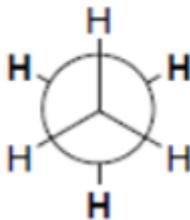
(1) هيئة الخسوف Eclipsed conformation

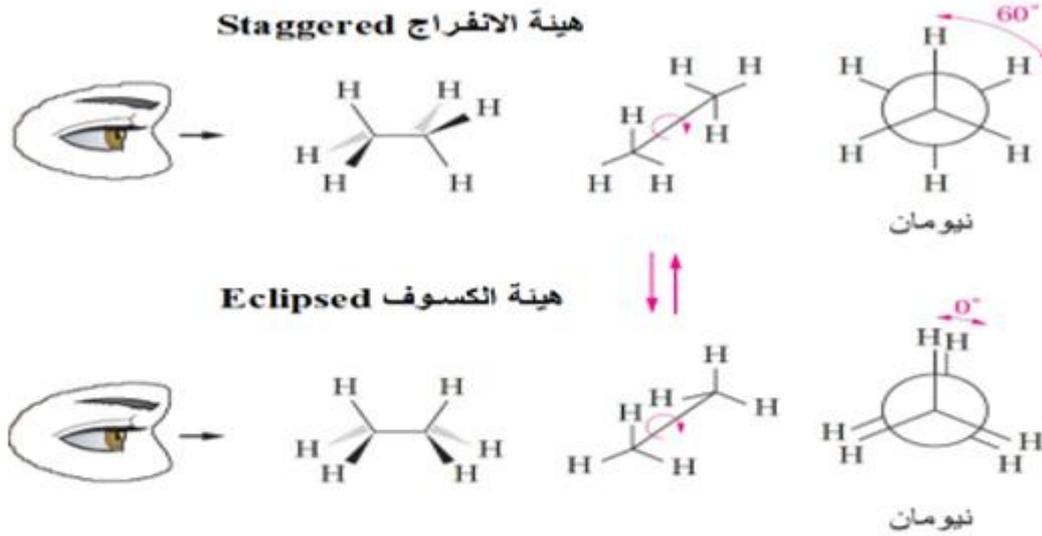
– وهي أقل الهيئات ثباتاً وأعلى طاقة لأن التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة يكون أعلى ما يمكن بسبب أعلى ما يمكن بسبب قرب روابط C-H من بعضها.
عند النظر على امتداد المحور فإن ذرات الهيدروجين المتصلة بكل ذرة كربون تقع مقابل ذرات الهيدروجين على الذرة الأخرى لذلك فإن هذه الهيئة تمثل أدنى ابتعاد للإلكترونات جميع الأواصر (least stable, highest energy) وهي تمثل أقل استقرار أعلى طاقة



(2) هيئة الانفراج Staggered conformation

– هي أكثر الهيئات ثباتاً لأنها أقل طاقة بسبب بعد الذرات أو المجموعات عن بعضها.
هي الهيئة التي تكون فيها ذرات الهيدروجين متبادلة بشكل كامل عند النظر إليها من احدى نهايتي الجزيئة على امتداد محدد للأصرة كربون – كربون المفردة (وهي أقل طاقة = أكثر استقرار) (most stable, lowest energy)





– يوجد بين هاتين الهيئتين عدد لا حصر له من الهيئات تسمى conformation

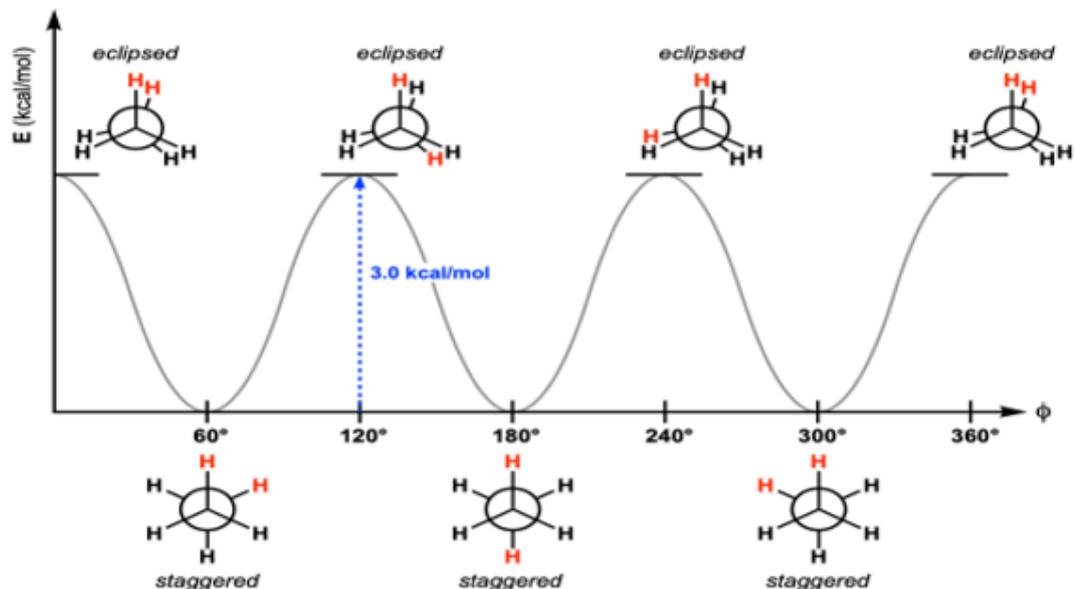
تحليل الهيئة Conformational analysis

هو عبارة عن دراسة تغيرات الطاقة المرافقة لدوران المجموعات حول الاصرة المفردة

لا توجد اعاقه بين ذرات الهيدروجين لمجموعة المثل الواحد لذلك يحدث الدوران حول الاصرة المفردة كاربون – كاربون مما ينتج عنه عدد من الهيئات الناتجة من هذا الدوران حول الاصرة المفردة وهذه الهيئات ليست متساوية في الطاقة . مثلا هيئة الانفراج والخسوف

Graphing the rotational barrier in ethane (C_2H_6) as a function of dihedral angle

The barrier to rotation in ethane is about 3.0 kcal/mol.



Ethane Conformations



staggered

 $E = 0.0 \text{ kcal/mol}$

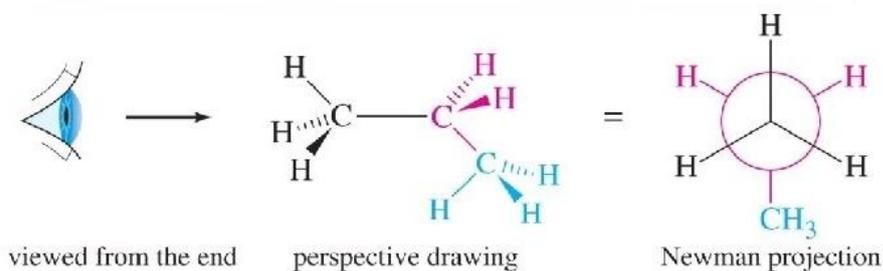
eclipsed

 $E = 2.9 \text{ kcal/mol}$

البروبان Propane and free rotation

تكون حالة الانفراج والكسوف في حالة البروبان ... مجموعة المثل القريبة من ذرة الهيدروجين في حالة الكسوف الذي ينتج فيه وجود اعاقفة فراغية في عملية الدوران بسبب كبر حجم مجموعة المثل مقارنة مع ذرة الهيدروجين الصغيرة الحجم

Propane Conformations



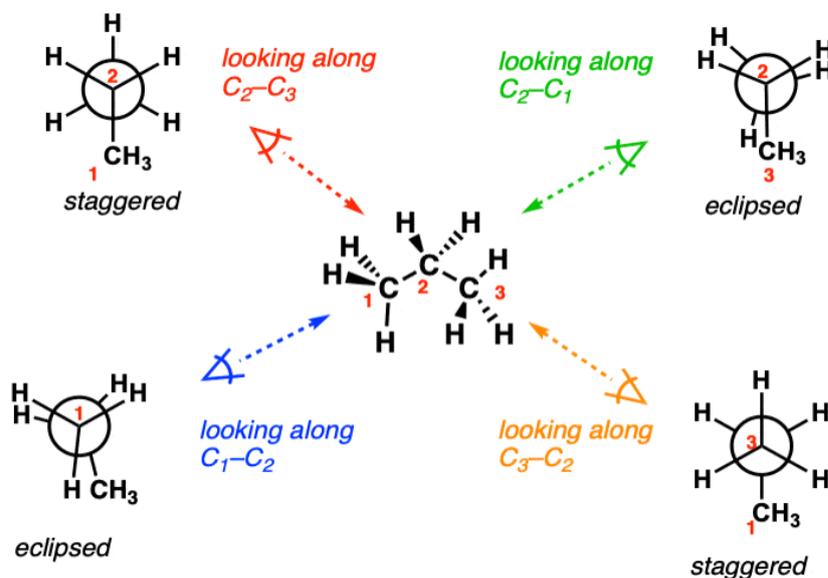
viewed from the end

perspective drawing

Newman projection

- Propane is shown here as a perspective drawing and as a Newman projection looking down the C1—C2 bond.

Four Views of Propane (C1-C2 eclipsed, C2-C3 staggered)



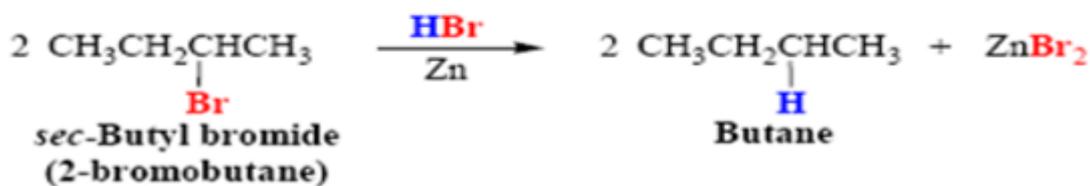
In the Newman projection, we only analyze the conformation along **one** C-C bond, and ignore the conformations along all other bonds.

المحاضرة السابعة

تحضير الكانات: يمكن تحضير الالكانات بالطرق الاتية:

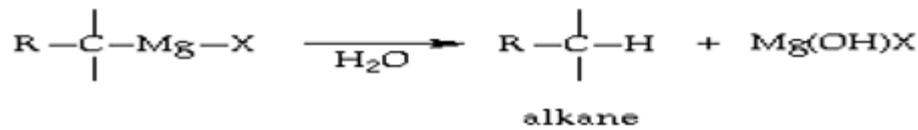
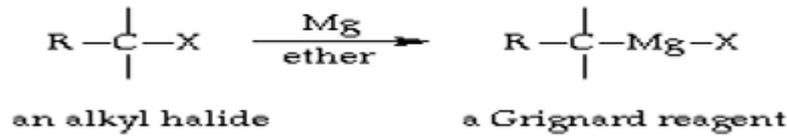
1- اختزال هاليد الاكيل

عندما يتفاعل هاليد الاكيل مع فلز الخارصين في وسط حامضي، يتحول هاليدات الاكيل الى الالكانات المقابلة بدون فقدان ذرة كاربون.

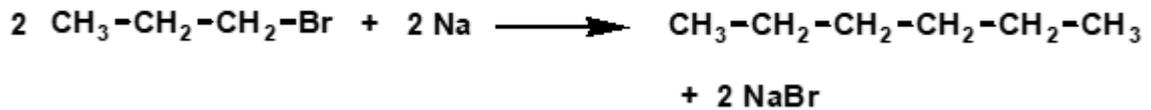


2- من كاشف كرينيارد

يتفاعل فلز المغنسيوم مع هاليد الألكيل في وجود الأثير الجاف كمذيب ليعطي كاشف كرينيارد
يتفاعل كاشف كرينيارد مع الماء أو مع مركب يحمل ذرة الهيدروجين حامضية مثل الكحول
ليعطي الألكان المناظر

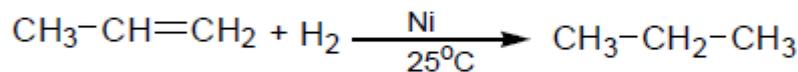
3- تفاعل فورتز Wurtz Reaction

يتفاعل معدن الصوديوم مع هاليد الألكيل ليعطي ألكان



4- هدرجة الألكينات

وتعرف بعملية إشباع الألكين وهو تفاعل إضافة الهيدروجين للأصرة المزدوجة في وجود عوامل
Pt والبلاتين Pd والبلاديوم Ni محفزة مسحوقة مثل مساحيق فلزات : النيكل

5- تخليق كولب The Kolbe synthesis

التفاعل عبارة عن التحلل الكهربائي لأملاح الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم التابعة للأحماض
الكاربوكسيلية حيث تتكون الألكانات

التفاعلات الكيميائية للالكانات

1- تفاعل الاحتراق (الأكسدة):



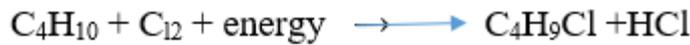
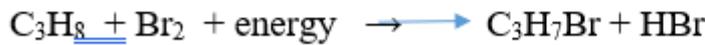
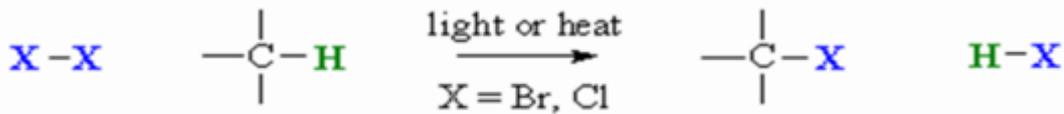
س / أكتب معادلة تفاعل احتراق غاز الميثان



complete combustion احتراق كامل

2- الهلجنة

استبدال ذرة الهيدروجين من الهالكان بهالوجين من الهالوجينات لينتج هاليد الألكيل بشرط وجود الضوء أو أشعة الشمس



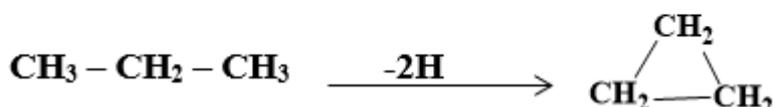
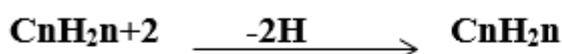
3- النترنة

تجري نترنة الألكانات في الطور الغازي بدرجات الحرارة العالية باستخدام HNO_3



المحاضرة الثامنة

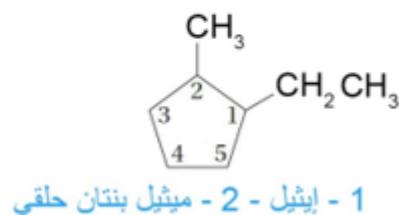
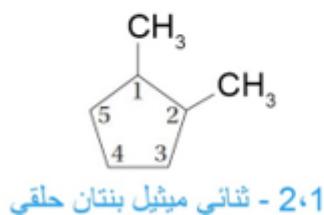
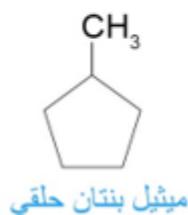
الألكانات الحلقية Cycloalkanes

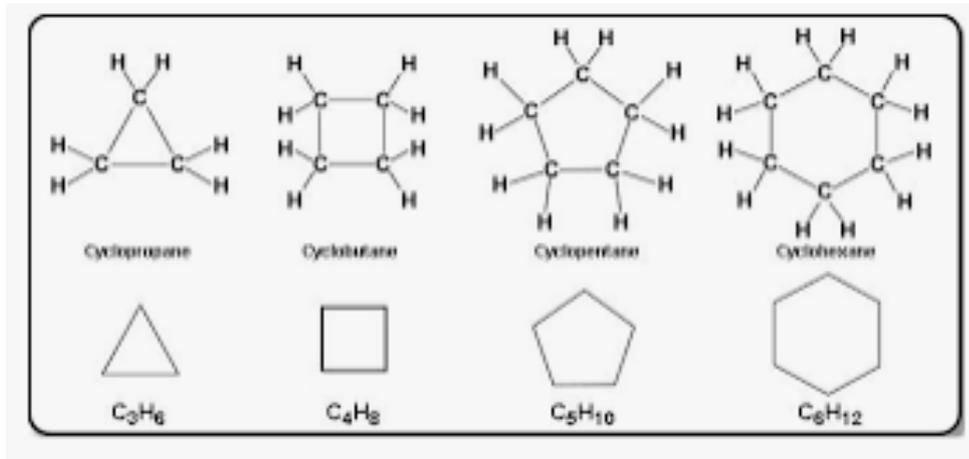
القانون العام C_nH_{2n} التهجين SP^3 

الاسم	نموذج ذري	الصيغة الهيكلية	الصيغة نصف المنشورة	الصيغة المكثفة	n
حلقي بروبان				$(CH_2)_3$	3
حلقي بوتان				$(CH_2)_4$	4
حلقي بنتان				$(CH_2)_5$	5
حلقي هكسان				$(CH_2)_6$	6

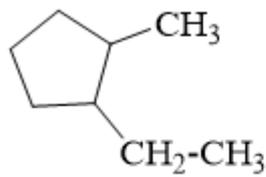
تسمية الألكانات الحلقية Cycloalkanes :-

يضاف المقطع سايكلو (cyclo) الى اسم الالكان للدلالة على ان المركب حلقي

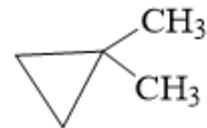




اما المركبات المعوضة فيرقم المركب بحيث تعطى ذرات الكربون الحاملة للمجاميع المعوضة اصغر الارقام

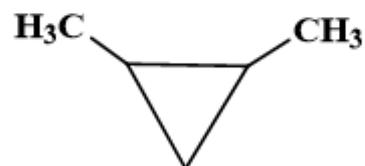


2-Ethyl-1-Methyl cyclopentan



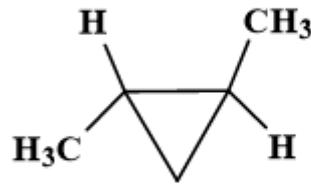
1,1-dimethylcyclopropane

اذا كانت المجاميع المعوضة على نفس الجهة فهي سس



1,2-Cis
dimethylcyclopropane

اما اذا كانت المجاميع على جهة معاكسة فهي ترانس



1,2- Trans-
dimethylcyclopropane

الوضعيات التركيبية

في الألكانات الحلقية يكون تهجين ذرات الكربون sp^3 ولكن زوايا الربط في الألكانات الحلقية الثلاثة الأولى أقل من زوايا الهرم الرباعي وبالتالي تعاني هذه الحلقات من إجهاد يعرف بالإجهاد الزاوي Angle strain

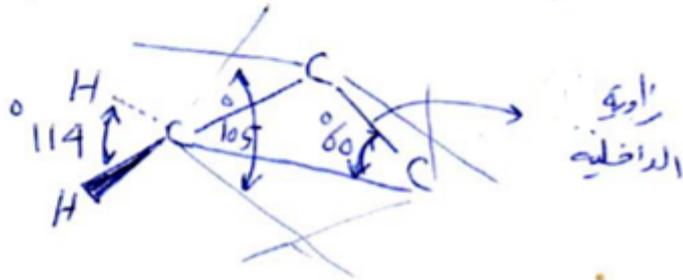
الإجهاد الزاوي كان يعرف سابقاً بإجهاد بايير Baeyer strain نسبة للعالم Adolf Von Baeyer وهو الإجهاد الناتج من الضغط على الزوايا فعند انحراف الزوايا C-C-C عن القيمة المثلى للهرم الرباعي يحدث ضغط وتمدد لهذه الزوايا فينشأ هذا الإجهاد .

السايكلو بروبان :

يتخذ شكل مثلث بزواوية 60° وتكون الحلقة متوترة بشكل كبير وغير مستقرة (تحتوي على توتر زاوي عالي) . حيث تقع ذرات الكربون الثلاث في مستوى واحد وذرات الهيدروجين الستة في مستويين متوازيين احدهما فوق مستوى الحلقة والآخر تحت مستوى الحلقة.

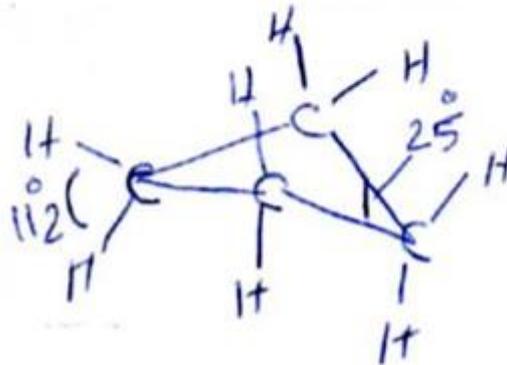
وحتى يتكون البروبان يجب جعل زوايا الاواصر من 109.5° الى 60°

ان وجود ظاهرة الاجهاد الزاوي (Angle strain) يوجد في البروبان الحلقى لذلك فان اوربيتالات Sp^3 تعجز عن الامتزاج الفعال الموجود في الالكانات لذلك يسبب في ضعف هذه الاواصر لذلك تحتوي على طاقة اعلى.



السايكلو بيوتان :

لا تقع ذرات الكربون الاربعة في مستوى واحد بل تكون منثنيه قليلا لذلك تأخذ وضعية جناح فراشة، الزوايا الداخلية تقريبا 88° وله اجهاد زاوي اقل من البروبان الحلقى ولكنه يمتلك اجهاد التوائي اكبر وذلك بسبب احتواء الحلقة على هيدروجين اكثر وهذا يؤدي الى تساوي الاجهاد الكلي للمركبين تقريبا.



السايكلو بنتان

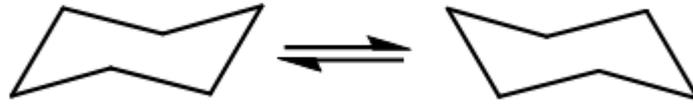
يكون البننتان الحلقي اكثر استقرار من البروبان والبيوتان الحلقية والسايكلو بنتان لا يتضمن توتر زاوي تقريبا لان زوايا الخمس الداخلية تساوي 108° ويرغم ذلك ذلك لاتعد مستوية بسبب توتر الالتواء لهذا تتخذ جزيئة حلقة الكربون الخماسية الاضلاع وضعية (شكل الظرف) حيث تكون فيه ذرات الكربون الاربعة في مستوى واحد والذرة الخامسة تقع خارج المستوى.



السايكلو هكسان

تكون حلقة الهكسان غير مستوية أي ان ذرات الكربون الستة لاتقع في مستوى واحد بل منبعجة لذلك ياخذ الهكسان الحلقي وضعيتان الكرسي والقارب وفي كلا الوضعيتان تكون الزاوية 109.28° تقترب من زوايا الهرم الرباعي.

تكون وضعية الكرسي اكثر هيئات الهكسان الحلقي استقرار حيث تكون ذات طاقة واطنة ويكون حر من الجهد الزاوي وجهد الالتواء واقل تنافر بين ذرات الهيدروجين.



اما هيئة القارب هي الأعلى في الطاقة والاقل ثباتا وذلك لانها تمتلك التوتر الالتوائي العالي الناتج من وضعية الخسوف لذرات الهيدروجين وكذلك قرب ذرات الهيدروجين مما يجعلهما يعانيان من تنافر فاندرفال وتكون غير مفضلة.



Chair

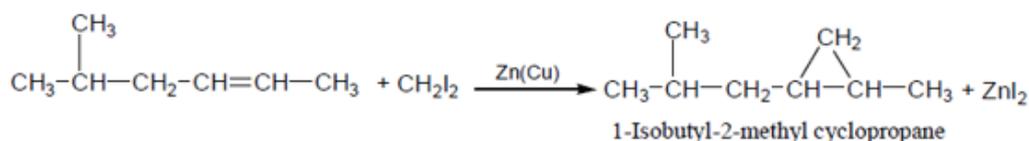
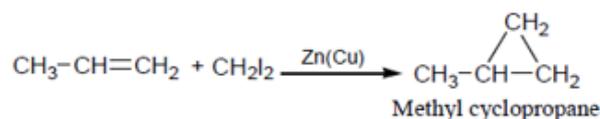
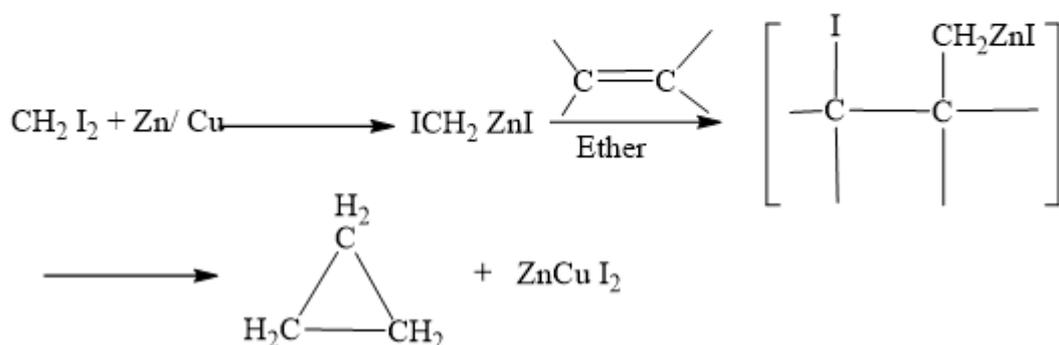
Boat

المحاضرة التاسعة

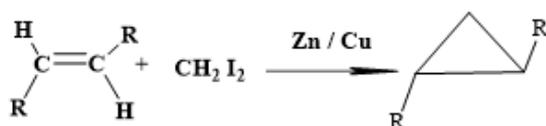
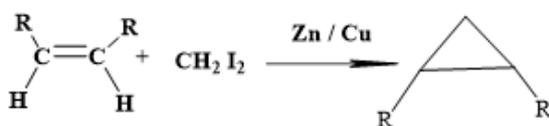
تحضير السايكلو الكان

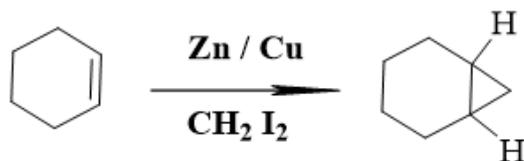
1- تفاعل سيمون سميث Simons- Smith Reaction

يتضمن هذا التفاعل تحضير السايكلو بروبان باضافة يوديد المثلين CH_2I_2 الى الكين بوجود $\text{Zn}(\text{Cu})$ تحت ظروف 20 م وفي وسط الايثر وكما موضح:

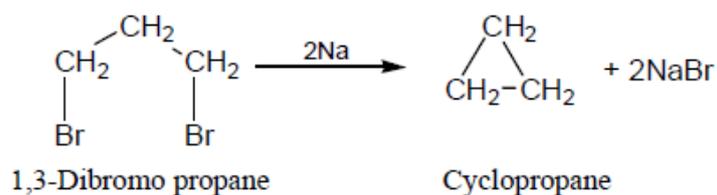
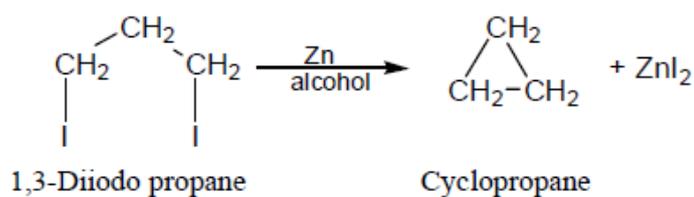


ويكون هذا التفاعل موجه فراغيا فاذا بدأنا ب (سس) الكين مع يوديد المثلين يكون الناتج سس سايكلو الكان واذا بدأنا بترانس يكون الناتج ترانس سايكلو الكان





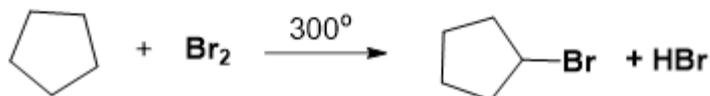
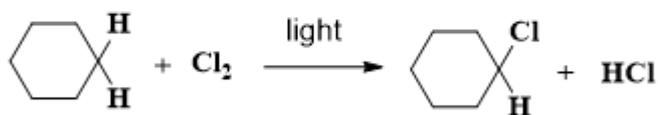
2- اختزال هاليدات الالكيل



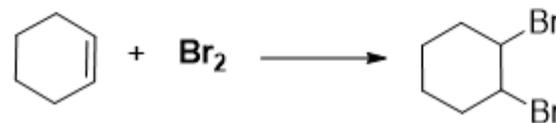
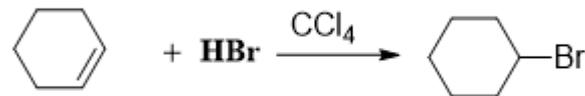
تفاعلات السايكلو الكانات

تفاعلات الالكانات الحلقية مشابهة الى تفاعلات الالكانات المستقيمة خاملة اتجاه المحاليل القاعدية والكواشف المؤكسدة وانها تعاني:

1- تفاعلات استبدال مع الهالوجين بوجود الضوء او الحرارة

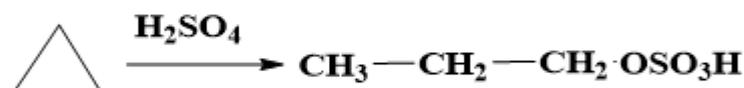
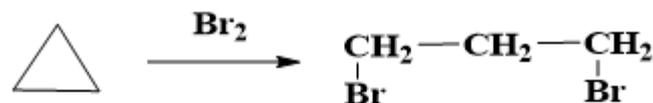


أما الألكينات الحلقية فإنها تعاني تفاعلات إضافة إلى الكواشف الباعثة عن الإلكترونات والجذور الحرة لذلك تعاني تفاعلات انفتاح الحلقة في بعض تفاعلاتها كما موضح:

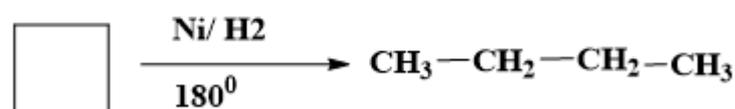
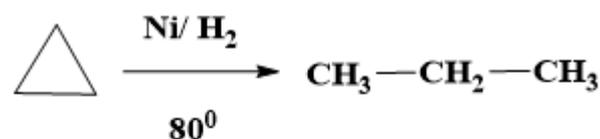


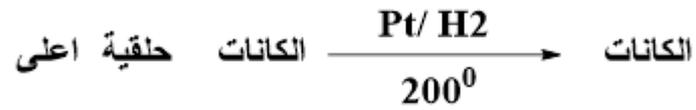
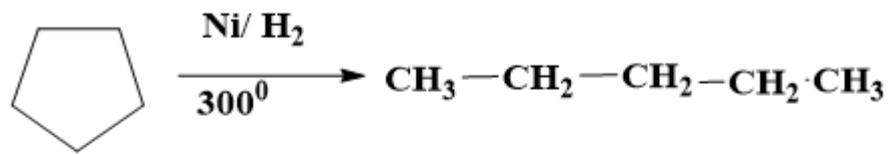
2- تفاعلات فتح الحلقة

يكون للسايكلو بروبان توتر حلقي عالي لذلك يدخل في تفاعلات الانفتاح الحلقي لتخفيف هذا التوتر



كذلك يتم فتح الحلقة بواسطة الهدرجة الحفزية للحلقات الصغيرة ولكنها تحتاج إلى حرارة مرتفعة وتتطلب شروط قاسية مع ازدياد حجم الحلقة





3- الاحتراق

تحترق الالكانات الحلقية مع زيادة من الاوكسجين مكونه ثنائي اوكسيد الكربون وماء وكمية من الحرارة (طاقة).