



جَامِعَة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

1

الفهرس

Introduction مقدمة

The general principals in organic chemistry المبادئ العامة في الكيمياء العضوية

Atoms, elements and compound: الذرات، العناصر والمركبات: 1-

Geometrical formes of orbitals الاشكال الهندسية للمدارات 2-

Molecular Orbital and Bonds المدارات الجزيئية والروابط 3-

Hybridization of Orbitals تهجين المدارات 4-

chemical bonds الروابط الكيميائية 5-

Chemical reaction التفاعل الكيميائي 6-

isomers المتماكبات 7-

Classification of Reagents تصنيف الكواشف الكيميائية 8-

جامعة
الْمَنَارَة
MANARA UNIVERSITY

المبادئ العامة في الكيمياء العضوية

The general principals in organic chemistry

الكيمياء العضوية هي العلم الذي يدرس المركبات العضوية المحتوية على ذرة كربون بوصفه عنصراً أساسياً، فضلاً عن وجود ذرات من الهيدروجين، والأكسجين، والنيتروجين وتدخل المركبات العضوية في كل أوجه الحياة.

معظم التفاعلات الكيميائية، التي تحدث في جسم الحيوان والنبات، تشارك فيها المواد العضوية. واتسع مجال الكيمياء العضوية؛ ليشمل صناعة الأصبغة، والعطورات، والعقاقير الطبية، مثل: الفيتامينات، والهرمونات، وعلى الرغم من تنوع هذه المركبات واختلافها، يُعدُّ الكربون الوحدة الأساسية في بنائها.

أدى التطور الهائل في علم الكيمياء العضوية إلى التقدم الكبير في حياتنا اليومية، وذلك من خلال تنوع الصناعات العضوية، التي نحتاجها في مختلف أوجه الحياة؛ إذ أن هذا التطور الكبير أخذ منحى آخر في مجال تلوث البيئة الناشئ عن المخلفات العضوية من مختلف منابعها، خاصة تلك المركبات التي لا تتحلل بيولوجياً؛ أي تتفكك وتتخرب بوساطة أنواع مختلفة من البكتيريا مع مرور الزمن. من أهم هذه المخلفات المواد البلاستيكية المختلفة، والمبيدات الحشرية، مثل DDT، وغازات التبريد (فريون)، الذي يؤدي إلى تخريب طبقة الأوزون، كذلك وصل التلوث إلى المواد الغذائية الناتجة عن تلك الإضافات كالملونات، والمنكهات، والمواد الحافظة، وغيرها من تلك المواد المضادة المؤدية إلى أضرار أكبر بكثير من منافعها.

لذلك بدأ الاهتمام حالياً بمكافحة مظاهر التلوث أو الحد منها على الأقل، ونشط كثير من الجمعيات العالمية بهذا الخصوص

1- الذرات، العناصر و المركبات: Atoms, elements and compound

دعيت لبنة البناء الأساسية لكل المواد بالذرة.

الذرات هي مجموعة من مختلف الجسيمات تحت الذرية الحاوية على الكتلونات سالبة الشحنة، البروتونات موجبة الشحنة وجسيمات محايدة تسمى النوترونات.

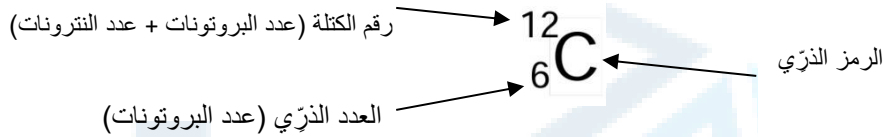
لكل عنصر عدد مميز من البروتونات والنيترونات والالكترونات.

كل من البروتونات والنوترونات لها كتلة في حين أن كتلة الالكترونات ضئيلة لا تكاد تذكر. وتوجد البروتونات والنوترونات في مركز الذرة في النواة.

تتحرك الالكترونات حول النواة، وتكون مرتبة في مدارات على مسافات متزايدة من النواة. هذه المدارات تمثل مستويات طاقة مختلفة، المستوى الأبعد يكون الأعلى طاقة يدعى عدد البروتونات التي تملكها الذرة في نواتها العدد الذري.

العدد الشامل للبروتونات والنيوترونات في النواة يعرف بالعدد الكلي (العدد الكتلي). على سبيل المثال:

ذرة كربون حاوية على ستة بروتونات وست نوترونات تملك عدداً كلياً هو 12.



إن كتلة البروتون تساوي 1.00782 وحدة كتلة ذرية، وشحنته +1، وإن كتلة النوترون تساوي 1.00857 وحدة كتلة ذرية، وشحنته تساوي الصفر، في حين أن كتلة الإلكترون تعادل 0.0005 من كتلة الذرة، وشحنته تساوي -1. لذا فإن شحنة النواة تمثل مجموع شحنات البروتونات الموجودة فيها. أما كتلتها فهي لا تساوي تماماً مجموع كتل البروتونات والنوترونات، وإنما أقل بقليل من هذا المجموع، نظراً لأن قسماً من هذه الكتلة يتحول إلى طاقة تربط مكونات النواة مع بعضها.

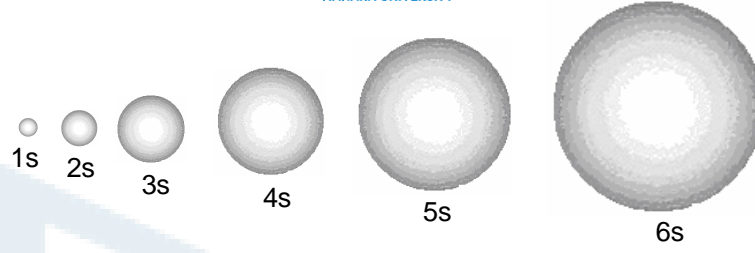
العناصر هي مواد حاوية على ذرات من نوع واحد فقط مثل Cl_2, N_2, O_2 .

المركبات هي مواد تتكون عندما ترتبط ذرات عنصرين أو أكثر مع بعضها البعض مثل $HCl, H_2O, NaCl$. على الرغم من أن 109 من العناصر يمكن أن تتواجد بشكل طبيعي، وبعضها نادر جداً (تحقق من الجدول الدوري).

2- الأشكال الهندسية للمدارات Geometrical forms of orbitals

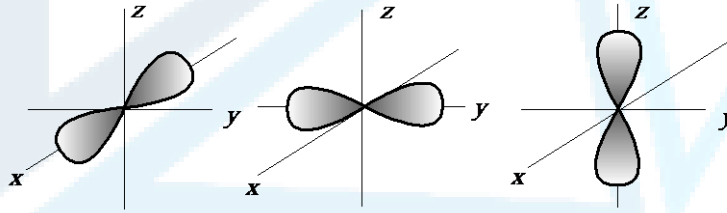
مدارات (S):

تتواجد هذه المدارات بالشكل الكروي المتناظر، وتتميز بـ ($l=0$). يعبر هندسياً عن احتمال وجود الإلكترون لذرة الهيدروجين الحاوية على مدار (1s). يبين الشكل الآتي أن احتمال تواجد الإلكترون في مدار (1s) على مسافات قريبة جداً من النواة. تختلف مدارات (s) عن بعضها البعض بأنصاف أقطارها، التي تزداد مع ازدياد العدد الكمي الرئيسي، كما هو موضح في الشكل



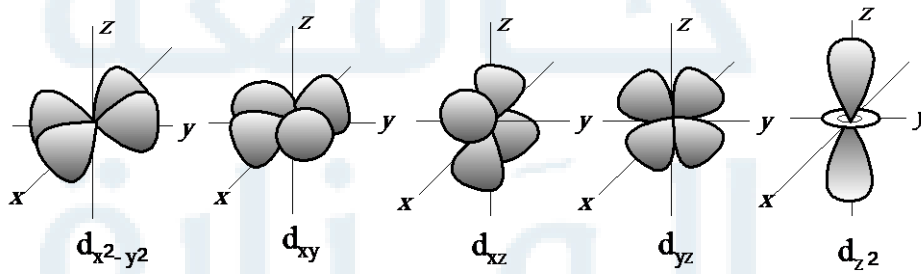
مدارات (P):

تختلف مدارات (P) عن مدارات (S)، إذ أنها تتواجد بشكل إهليلجي غير متناظر، أي يكون احتمال تواجد الإلكترونات في هذه المدارات في بعض الاتجاهات من النواة أكثر من غيرها. تتشكل مدارات (P) من ثلاثة مدارات فرعية عمودية على بعضها، مرتبطة بالعدد الكمي المغناطيسي (-1, 0, +1)، وتتميز بـ ($\ell = 1$). يحدد أشكال هذه المدارات بالنسبة إلى المحاور بواسطة الرموز: (Px) و (Py) و (Pz) كما هو مبين في الشكل:



مدارات (d):

تتواجد هذه المدارات بأشكال معقدة، تحتوي على خمسة مدارات فرعية، مرتبطة بالعدد الكمي المغناطيسي (-2, -1, 0, +1, +2)، وتتميز بـ ($\ell = 2$). تحدد أشكال هذه المدارات بالرموز (d_{xy})، و (d_{xz})، و (d_{yz})، و ($d_{x^2-y^2}$)، و (d_{z^2})، كما هو مبين في الشكل:



مدارات (f):

تتواجد هذه المدارات بأشكال هندسية أكثر تعقيدا، وهي تحتوي على سبعة مدارات فرعية مرتبطة بالعدد الكمي المغناطيسي (-3, -2, -1, +1, +2, +3, 0)، وهي تتميز بـ ($\ell = 3$)، لن نتطرق إلى أشكالها في هذا البحث

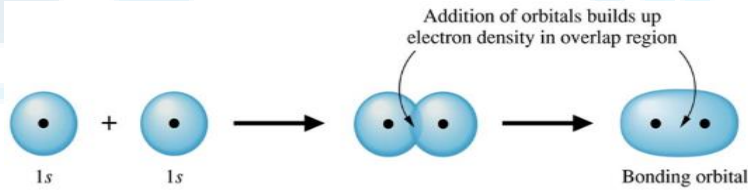
3- المدارات الجزيئية والروابط Molecular Orbital and Bonds

ترتبط الذرات المكونة للجزيء مع بعضها وفق نظام معين. وبما أن الرابطة تربط بين ذرتين تنتج من تداخل المدارات الذرية، فمن المنطقي أن يتحدد شكل الجزيء الناتج من خلال نوع المدارات الذرية التي استخدمت في عملية الارتباط بين الذرات المشكلة له.

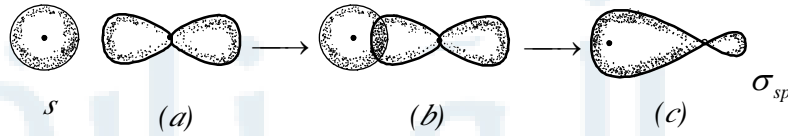
يختلف شكل المدار الجزيئي الرابط (الناتج من اندماج المدارين الذريين اللذريتين المشاركتين في تشكيل الرابطة) تبعاً لشكل المدارين الذريين المؤلفين له. ولكن جميع المدارات الجزيئية التي سنصادفها تنتسب إلى أحد نوعين وهما σ و π .

المدارات الجزيئية للرابطة σ

إذا اتحد مدار ذري S مع مدار ذري آخر S ينشأ نتيجة لذلك مدار جزيئي رابط تكون الكثافة الإلكترونية بين النواتين أكبر منها خارجها. يدعى هذا النمط من المدارات الجزيئية بالمدار الجزيئي σ ويشار إليه بـ σ_s وذلك بسبب تشكله من اندماج مدارين ذريين S. في هذا النوع σ من المدارات الجزيئية تتوزع الكثافة الإلكترونية بشكل متناظر حول المحور المار في النواتين، هذا يعني أن المدار الجزيئي σ لا يملك أي مستوي عقدي مار في النواتين معاً.



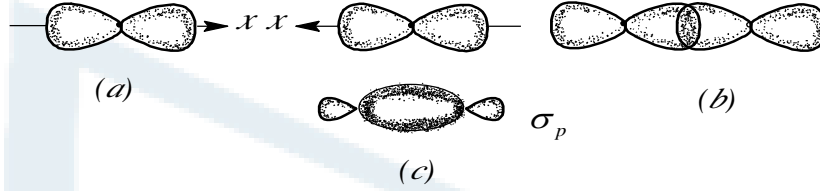
أما اتحاد مدار ذري s مع مدار ذري p فيتم بصورة رأسية ومباشرة ويتشكل مدار جزيئي من نوع σ ويرمز له بالرمز σ_{sp} كما هو موضح على الشكل:



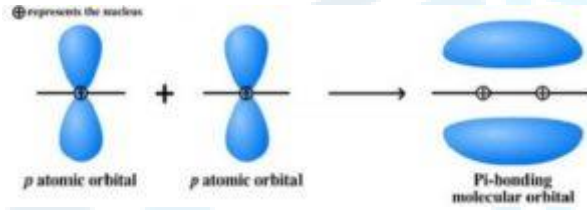
المدارات الجزيئية للرابطة π

إذا حصل التداخل بين الغمامتين الإلكترونيتين المتمثلتين بالمدارين الذريين p بصورة جانبية كان الارتباط من النوع π ويرمز للمدار الجزيئي الناتج بالرمز π_p ، كما في الشكل الآتي وفيه نلاحظ ازدياداً في

الكثافة الإلكترونية بين النواتين في المدار الجزيئي π_p ، إلا أن هذا المدار يختلف عن المدارات الجزيئية σ في أنه يملك مستوى عقديا للكثافة الإلكترونية مارا في النواتين معا.



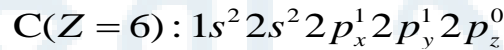
تشكل المدار الجزيئي σ_p نتيجة التداخل الرأسي



تشكل المدار الجزيئي π_p نتيجة التداخل الجانبي

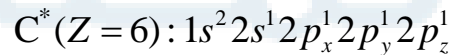
4-تهجين المدارات Hybridization of Orbitals:

يتطلب تشكيل رابطة مشتركة بين ذرتين إلى أن تمتلك كل منهما إلكترونات فردية سواء في المدار الذري S أو المدار الذري P. يمثل تكافؤ العنصر عدد الإلكترونات الفردية. إذا أخذنا ذرة الكربون ($Z = 6$)، فإن التوزيع الإلكتروني:



يشير إلى أن تكافؤها يساوي 2. ولكن من المعروف أن الكربون يتحد مع الهيدروجين لإعطاء الميثان أو الإيثيلين أو الإستيلين، وهذا ما يتناقض مع النظرية المقدمة سابقا.

لقد استطاع العالم بولينغ (Paulling) حل هذه المشكلة بإدخال التهجين الذري للمدارات. تتلخص هذه النظرية بالفكرة الرئيسة الآتية: إن فروق الطاقة بين سويات 2S و 2P صغيرة نسبيا، وإن إعطاء طاقة صغيرة تسمح بالانتقال من الحالة المستقرة إلى الحالة الهجينية:



انطلاقا من الحالة الهجينية يمكن أن يحدث توزيع إلكتروني طاقي وفراغي جديد. وتصنف عملية التهجين السابقة إلى أنواع عدة: sp ، و sp^2 ، و sp^3 ، وسنناقش أمثلة بسيطة عنها، لتوضيح الروابط المشتركة الأحادية، والثنائية، والثلاثية.

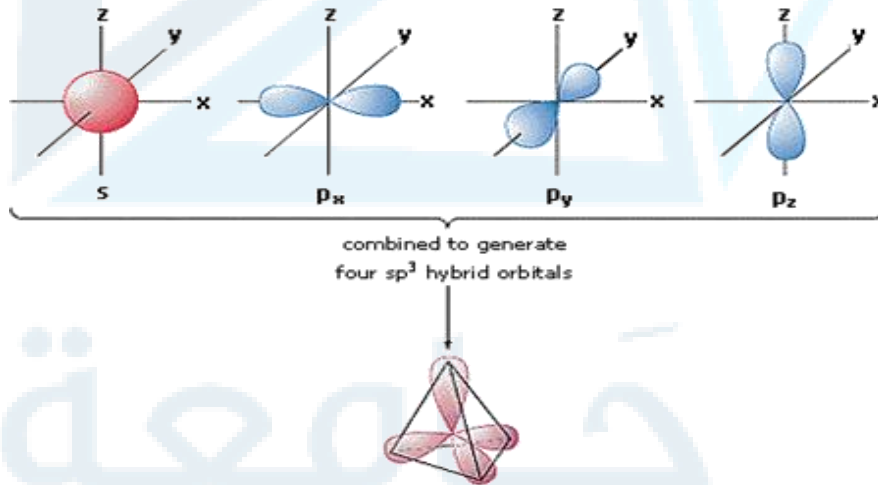
التهجين من نوع sp^3

تتشكل هذه المدارات المهجنة من اندماج مدار ذري (S) مع ثلاثة مدارات ذرية (P)، وتؤلف أربعة مدارات هجينة متكافئة طاقياً، متجهة فراغياً نحو رؤوس رباعي وجوه منتظم، معطية زوايا بينها حوالي (109⁰)، يمكنها أن تشكل أربعة روابط كيميائية. يمثل جزيء الميثان (CH₄)، هذا النوع من المدارات المهجنة (sp³)، التي ترتبط مع مدارات ذرية من نوع (S) والذي يتم تشكيلها على النحو التالي:

أولاً: تشكيل المدارات المهجنة (sp³) في ذرة الكربون (C): تتألف ذرة عنصر الكربون من ستة إلكترونات (Z = 6)، إذ يكون ترتيبها الإلكتروني الأساسي في حالتها المستقرة على النحو التالي:

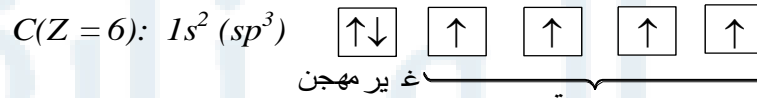


يعبر عن جزيء الميثان (CH₄)، لكي تشكل ذرة عنصر الكربون (C) أربعة روابط مشتركة (وهذا لا يمثله الترتيب الإلكتروني الأساسي لذرة الكربون في حالتها المستقرة)، يجب أن تقدم أربعة مدارات، يحتوي كل واحد منها إلكترون واحد، حتى تتشابه مع أربعة إلكترونات، لأربع ذرات أخرى (في هذا المثال لذرات الهيدروجين)، ويتم ذلك بدمج مدار ذري (S) مع ثلاثة مدارات ذرية (P)، وتشكيل أربعة مدارات مهجنة، كما هو موضح في الشكل :



مخطط تشكيل أربعة مدارات مهجنة من نوع (sp³).

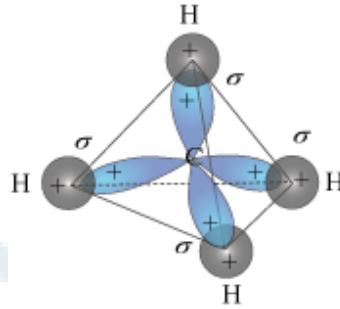
يصبح الترتيب الإلكتروني في ذرة الكربون (C) بعد التهجين على النحو التالي:



ثانياً: تشكيل جزيء الميثان (CH₄): تتحد ذرات الهيدروجين الأربعة الحافية كل واحدة منها على إلكترون واحد في المدار الذري (S) مع المدارات المهجنة (sp³) الأربعة لذرة الكربون، مشكلة أربع روابط متساوية بالطول، يفصل بينهما زاوية مقدارها 109.5⁰، وبسبب توجيه المدارات المهجنة (sp³)، يكون جزيء الميثان (CH₄) رباعي السطوح، وذلك حسب ما هو مبين في الشكل:



جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY

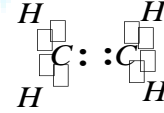
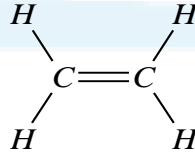
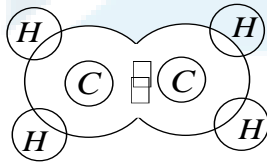


مخطط تشكيل جزيء الميثان (CH₄).

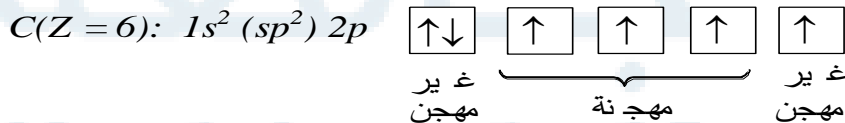
المدارات المهجنة من نوع sp^2 Hybrid Orbitals

يتم التهجين بين مدار 2s ومدارين 2p_x و 2p_y ينتج ثلاث مدارات مهجنة sp^2 ويبقى المدار الذري 2p_z غير مهجن دون تغيير.

يمكن تفسير الرابطة المشتركة الثنائية، كما في جزيء الإيثيلين C₂H₄ استناداً على مفهوم التهجين من النوع sp^2 ؛ إذ تشكل ذرة الكربون في جزيء الإيثيلين أربعة روابط مشتركة مع ثلاث ذرات أخرى، وهي ذرتان للهيدروجين وذرة الكربون الأخرى، على النحو التالي:



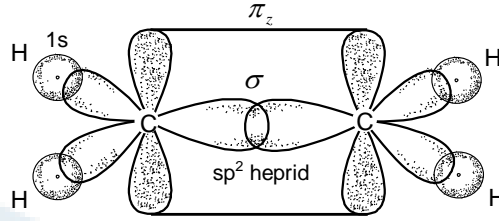
وتستخدم ذرتي كربون مداراتها المهجنة من نوع (sp^2):
الكربون المهجن (sp^2):



تستغل كل ذرة كربون المدارات المهجنة فيما الناتجة عن اندماج المدارات الذرية (2s) مع (2p_x) و (2p_y)، وتنشأ ثلاثة مدارات مهجنة متكافئة، متواجدة في مستوى واحد، وهو المستوى (XY)، الذي يضم المدارات الذرية المندمجة (p)، ويبقى المداران الذريان (2p_z)، في كلتا الذرتين، غير مهجنين، من دون تغيير، إذ ترتبط ذرتا الكربون مع بعضهما، وذلك بتداخل أحد المدارات المهجنة من النوع (sp^2)، في الذرة الأولى مع مدار مهجن مماثل في الذرة الثانية بصورة رأسية، وتتشكل بينهما رابطة سيغما (σ). بينما يتشابك المداران المهجنان الباقيان في كل ذرة كربون مع مدارين ذريين (s) لذرتي الهيدروجين، وتتشكل أربعة روابط مشتركة أخرى من نوع سيغما (σ)، كما هو ممثل في الشكل



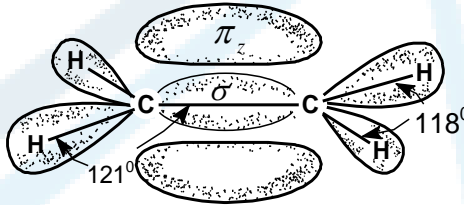
جامعة
المنارة
MANARA UNIVERSITY



مخطط ارتباط المدارات المهجنة (sp^2) في ذرتي كربون في الجزيء (C_2H_6).

يبقى في كل من ذرتي الكربون هذه مدار ذري ($2p_z$) غير مهجن، يحتوي على إلكترون متواجد بشكل عمودي على مستوى سطح مدارات (sp^2) المهجنة،

عند الاتحاد يقترب هذان المداران الذريان غير المهجنين من بعضهما، ويتداخلان بصورة جانبية، وينشأ عن ذلك مدار جزيئي باي (π)، حيث تتركز، وتتوزع الكثافة الإلكترونية فيه، فوق محور كربون - كربون وتحت (مستوى المدارات المهجنة السابق) كما هو موضح في الشكل



مخطط المدارات الجزيئية لمركب الإيثيلين (C_2H_4).

يتضح من الشكل أن الرابطة الثنائية بين ذرتي الكربون في جزيء الإيثيلين مؤلفة من مجموع رابطتين مشتركين، أحدهما من النوع سيغما (σ)، والآخر من النوع باي (π)، معطية بذلك كثافة إلكترونية شديدة بين ذرتي الكربون، وبالتالي إلى ترابط أقوى بينهما.

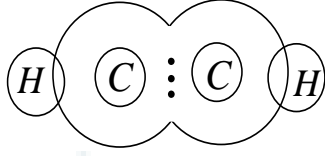
تتميز الرابطة الثنائية بأنها أقوى من الرابطة الأحادية، وطولها أقصر من طول الرابطة الأحادية، وتبلغ الزاوية بين الروابط $H-C-H$ و $C-C-H$ بحدود 118° و 121° على الترتيب.

المدارات المهجنة sp Hybrid Orbitals

تشكل الرابطة المشتركة الثلاثية من تداخل ستة مدارات متكافئة، لتسهيل اشتراك ستة إلكترونات في عملية الربط. تتميز هذه الرابطة بتواجدها في المركبات غير المشبعة المدعوة الأسيثيلينات.

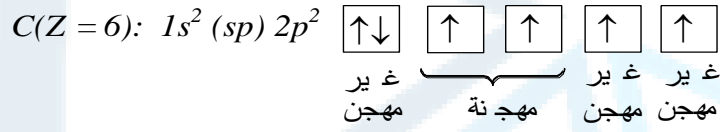
تتألف الرابطة المشتركة الثلاثية من ثلاثة روابط: رابطة سيغما (σ)، ورابطتين باي (π).

تفسر الرابطة المشتركة الثلاثية على مثال جزيء الأسيثيلين $CH \equiv CH$ ، C_2H_2 تشكل ذرة الكربون في جزيء الأسيثيلين أربعة روابط مشتركة مع ذرتين فقط، هما ذرة هيدروجين وذرة كربون أخرى، على النحو التالي:

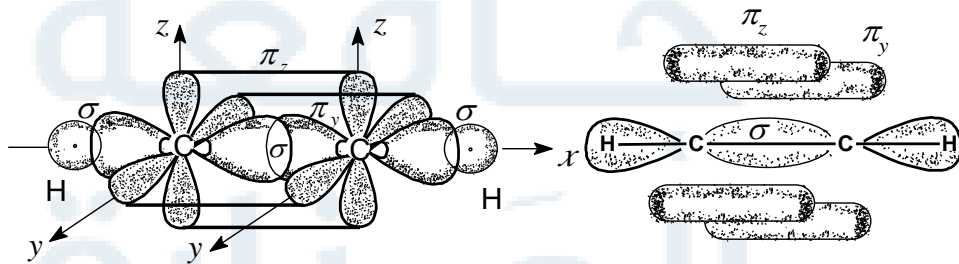


يتم ذلك باستخدام ذرتي كربون مدارتها المهجنة من نوع (sp):

الكربون المهجن (sp):



تستخدم كل ذرة كربون المدارين المهجنين فيها، الناتجة عن اندماج المدارات الذرية (2s) مع (2p_x)، وينشأ مداران مهجنان متكافئان، متواجدان في مستوى واحد، ويبقى المداران الذريان (2p_y) و (2p_z) غير مهجنين، من دون أي تغير، إذ ترتبط ذرتا الكربون مع بعضهما، وذلك بتداخل أحد المدارات المهجنة من (sp) في الذرة الأولى، مع مدار مهجن مماثل في ذرة الكربون الثانية، بصورة رأسية، وتشكل بينهما رابطة سيغما (σ)، بينما يتشابك المدار المهجيني الثاني، في كل ذرة، مع مدار ذري (s) لذرة الهيدروجين، وتشكل رابطتان مشتركة أخرى، من نوع سيغما. يبقى في كل من ذرتي الكربون هذه مداران ذريان (2p_y) و (2p_z) غير مهجنين، يحتوي كل واحد منهما على إلكترون، متعامدين على بعضهما وعلى مستوى المدارات (sp) المهجنة، وعند الاتحاد تقترب هذه المدارات الذرية الأربعة غير المهجنة من بعضهما، وتتداخل بصورة جانبية، وينشأ عن ذلك مداران جزيئيان (π)، كما هو موضح في الشكل



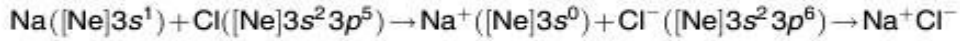
مخطط تشكيل المدارات الجزيئية في مركب الأسيتيلين (C₂H₂).

نلاحظ أن جزيء الأسيتيلين يحتوي على خمسة مدارات جزيئية، ثلاثة منها من نوع سيغما (σ) واحدة كربون - كربون، واثنان (كربون - هيدروجين)، والاثنان الباقيان من نوع باي (π)، متعامدان مع بعضهما ومع مستوى الرابطة كربون - كربون. ويعد جزيء الأسيتيلين خطياً.

5- الروابط الكيميائية chemical bonds

الرابط الشاردية Ionic bond

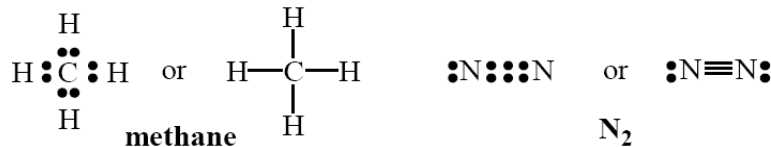
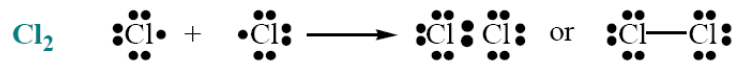
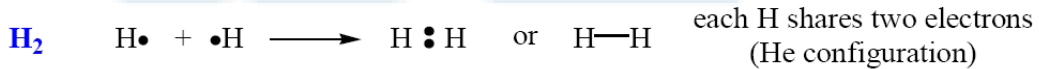
تنتج الروابط الأيونية من انتقال الكترولون أو أكثر بين الذرات. تكسب الذرة الأكثر سلبية الكترولون أو أكثر ومن هنا تصبح أنيون. تفقد الذرة الأقل كهرسلبية الكترولون تكافؤ أو أكثر وتصبح كاتيون. يشير السهم الرأسي المفرد إلى انتقال الكترولون مفرد من العنصر الأقل شحنة سلبية إلى الذرة الأكثر كهرسلبية. تتماسك المركبات الأيونية معاً بواسطة تجاذب الشحنات المتعاكسة. إذا تتألف الروابط الأيونية من تجاذب كهربائي ساكن بين الأيونات المشحونة إيجاباً والمشحونة سلباً، على سبيل المثال، يتخلى الصوديوم Na (الكهرسلبية 0.9) عن الكترولون بسهولة، ويقبل الكلور Cl (الكهرسلبية 3.0) الإلكترولون بسرعة لتشكيل رابطة أيونية.



Covalent Bond الرابطة المشتركة التساهمية

تنتج هذه الرابطة من مشاركة الالكترولونات بين الذرات وفي هذه الحالة يمكن للذرة ان تملأ مدار تكافؤها عن طريق مشاركة الالكترولونات. عند تقديم الكترولون واحد من كل ذرة يتشكل رابطة مشتركة بسيطة H_2 اما عند تقديم الكترولونين نحصل على رابطة مزدوجة ثنائية مضاعفة O_2 وعند تقديم ثلاثة الكترولونات نحصل على

الرابطة الثلاثية N_2



تقسم الرابطة المشتركة الى

رابطة مشتركة مستقطبة polar covalent bonds

تشكل بين ذرتين مختلفتين لهما كهرسلبية متفاوتة حيث لا يكون توزيع الغمامة الالكترونية متناظرا حيث ان ذرة الكلور اكثر كهرسلبية من ذرة الهيدروجين على الذرة الأكثر كهرسلبية δ^- على الذرة الأقل كهرسلبية وشحنة جزئية سالبة δ^+ ويتشكل لدينا شحنة جزئية موجبة



قوى فاندر فالس van der Waals forces

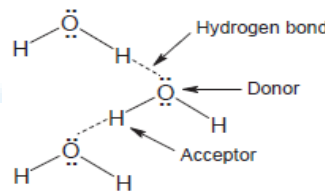
تدعى قوى الجذب الضعيفة نسبياً المتواجدة بين الجزيئات غير القطبية قوى فان در فالس أو قوى تشتيت لندن *London dispersion forces*. قوى التشتيت بين الجزيئات تكون أضعف من الروابط التساهمية ضمن الجزيئات قوى فان در فالس هي أضعف القوى بين الجزيئات، كلما كانت مساحة التماس أكبر كلما كانت قوى فان در فالس أقوى، وكلما كان مقدار الطاقة المطلوبة للتغلب على هذه القوى أكبر.

الرابطه الهيدروجينية Hydrogen Bond

الرابطه الهيدروجينية هي قوة الجذب بين الهيدروجين المرتبط بذرة كهرسلبية عائدة لجزيء و ذرة كهرسلبية من نفس الجزيء (داخل الجزيء intramolecular) أو من جزيء مختلف (بين الجزيئات intermolecular).

وهي قوة جذب استثنائية قوية بين الجزيئات عالية القطبية والتي يكون فيها الهيدروجين مرتبط بشكل تساهمي مع النروجين N، الأكسجين O أو الفلور F. لذلك، الروابط الهيدروجينية هي نوع خاص من التفاعل بين الذرات. تتشكل رابطه هيدروجينية عندما تتواجد رابطه تساهمية متضمنة ذرة هيدروجين قريبة جداً من ذرة كهرسلبية مثل الأكسجين O أو النروجين N. يُشار عادةً إلى القوى الجاذبة في رابطه الهيدروجين بخط متقطع غير الخط المتصل المستخدم للرابطه التساهمية. مثلاً، تشكّل جزيئات الماء روابط هيدروجينية بين الجزيئات.

. الروابط الهيدروجينية هي تفاعلات بين الجزيئات ويجب ألا تخلط مع الروابط التساهمية للهيدروجين في الجزيء. تكون الروابط الهيدروجينية عادةً أقوى من القوى ثنائية القطبية العادية بين الجزيئات ولكنها ليس بقوة الروابط الأيونية والتساهمية.



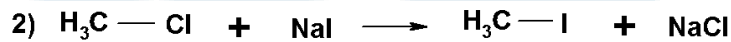
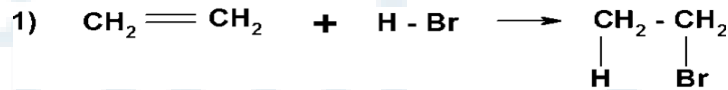
الروابط الهيدروجينية ذات أهمية جوهريّة في علم الأحياء. يُقال أنّ الرابطة الهيدروجينية هي رابطة الحياة. يتشكل تركيب الـ DNA اللولبي المضاعف و يرتبط مع روابط هيدروجينية.

تتحكم طبيعة الروابط الهيدروجينية في البروتينات بخصائصها وسلوكها. ينتج عن الروابط الهيدروجينية داخل الجزيئات (ضمن الجزيء intramolecular) تشكيل البروتينات الكروية مثل الأنزيمات والهرمونات. من جهة أخرى، ينتج عن الروابط الهيدروجينية بين الجزيئات (بين جزيئات مختلفة intermolecular) تشكيل البروتينات غير القابلة للذوبان مثل بروتين الألياف. السيللوز، وهو متعدد السكريد، تماسك فيه الجزيئات معاً من خلال الروابط الهيدروجينية وذلك يزود النباتات بالصلابة والحماية تلعب الروابط الهيدروجينية دور هام غالباً في الارتباط مستقبل - دواء.

7-التفاعل الكيميائي Chemical reaction

التفاعل الكيميائي هو عملية تشمل كسر رابطة كيميائية أو أكثر في المتفاعلات وتكوين رابطة جديدة أو أكثر في النواتج. كما في المثالين التاليين: (1) إضافة HBr الى الايثيلين

(2) تفاعل NaI مع ميثيل كلوريد



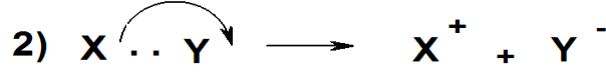
كسر الرابطة الكيميائية Breaking of chemical bond

هناك طريقتان يمكن أن تنكسر بهما الرابطة الكيميائية حسب درجة تشابه الكهرسلبية للذرتين التي تنكسر بينهما الرابطة

(1) كسر متماثل: (Homolysis) يؤدي الى تكوين جذور حرة

(2) كسر غير متماثل: (Heterolysis) يؤدي الى تكوين أيونات





6-التفاعل الكيميائي Chemical reaction

هو تحول في التركيب الدقيق للجزيئات. ويمكن أن ينتج التفاعل الكيميائي من مهاجمة جزيئات أخرى لتكوين جزيئات أكبر أو جزيئات تتفكك لتكوين جزيئين أو أكثر أقل حجمًا، أو إعادة ترتيب الذرات في نفس الجزيء أو خلال جزيئات أخرى. وتتضمن التفاعلات الكيميائية غالبًا تكوين أو تكسير روابط كيميائية. تمثل التفاعلات الكيميائية بطريقة كتابية أو بمجموعة من الرموز ويعرف هذا التمثيل بـ «المعادلة الكيميائية»؛ تبين المعادلة الكيميائية التغيرات التي تطرأ على المواد المتفاعلة وظروف التفاعل كما تبين المعادلة حاجة التفاعل إلى حرارة وضغط وعوامل مساعدة.

يمكن تسريع التفاعل الكيميائي باستعمال الحفاز أو المحفز وذلك بإضافة كميات قليلة للتفاعل الكيميائي بهدف تسريعه دون أن تتغير خواصها الكيميائية؛ بمعنى أنها قادرة على أن تزيد سرعة التفاعل الكيميائي عن طريق خفض طاقة التفاعل أو تنشيطه دون أن يحدث بها تغيير كيميائي دائم.

أنواع التفاعلات الكيميائية: وفق شكل التفاعل

Substitution reaction تفاعلات استبدال أو الإزاحة عبارة عن تبادل على المستوى الجزيئي بين الروابط بين نوعين كيميائيين متفاعلين بحيث يؤدي إلى الحصول على نواتج لها الارتباط الكيميائي نفسه أو مشابه له

Elimination reaction تفاعلات حذف أو التفكك عبارة عن تفكك مركب إلى مركبين أو إلى عناصر

Addition reaction تفاعلات اضافة أو الضم أو الاتحاد عبارة عن اتحاد عنصرين لإنتاج مركب أو اتحاد مركبين لإنتاج مركب جديد.

Rearrangement reaction تفاعلات إعادة ترتيب من أنواع **التفاعلات العضوية** حيث يتم إعادة ترتيب الهيكل الكربوني للجزيء ليعطي متماكب بنائي للجزيء الأصلي. وغالبًا يتم تحريك مستبدل من ذرة لأخرى في نفس الجزيء.

Polymerisation reaction تفاعلات البلمرة يمكن أن تتضمن تفاعل إضافة أو تفاعل تكثف.

Oxidation –reduction reaction تفاعلات أكسدة –الأرجاع أو تفاعلات أكسدة-اختزال يحدث فيها تغير في عدد أكسدة ذرات المواد المتفاعلة نتيجة انتقال الإلكترونات فيما بينها

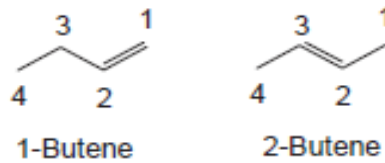
Combustion reaction تفاعلات الاحتراق عبارة عن تفاعل كيميائي بين مادتين ينتج عنه حرارة وانبعاثات

غازية ويصاحبه لهب

7-المتماكبات isomers

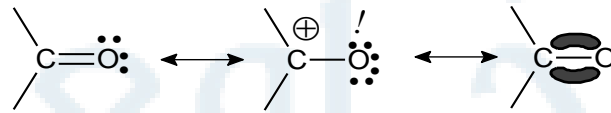
المتماكبات isomers هي مركبات لها نفس الصيغة الجزيئية ونفس عدد الذرات لكل عنصر (لكن تختلف فيما

بينها أو بالتوزع الفراغي للذرات ضمن الجزيئة)



التأثير المتبادل الميزوميري Mesomeric Effect

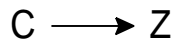
تبدى الكهرسلبية تأثيراً في التوزع الإلكتروني في الرابطة المضاعفة بصورة مشابهة مما هو في الرابطة الأحادية، إذ تكون الغمامة الإلكترونية للرابطة π مستقطبة بصورة أكبر مما هي في الرابطة الأحادية. فمثلاً، يمكن عدّ مجموعة الكربونيل في المركبات العضوية رنيناً لشكلين:



التأثير التحريضي inductive effect

عندما ترتبط ذرة الكربون مع مجموعة Z، وتشكل رابطة مشتركة، فإن هذه الرابطة تستقطب، وهذا يعود إلى طبيعة المجموعة Z، فإما أن تكون ساحبة وإما دافعة للإلكترونات. ويمكن أن ينتقل هذا الاستقطاب إلى الذرات المجاورة، وهذا يؤدي أحياناً إلى تغيرات في الخواص الفيزيائية والكيميائية. يدعى هذا الأثر الإلكتروني التأثير التحريضي، وهذا النوع مميز للروابط البسيطة المشتركة من نوع σ .

يمثل الفعل التحريضي بسهم محمل على الرابطة، متجه نحو الذرة الأكثر كهرسلبية:

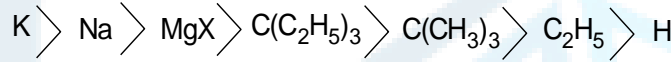


تقسم الأفعال التحريضية للمجموعات المختلفة (Z) إلى نوعين: أفعال ساحبة، و أفعال مانحة، وذلك بالاعتماد على أن ذرة الهيدروجين، إذ يعد فعلها التحريضي معدوماً أو يساوي الصفر:

1. **الفعل التحريضي الساحب:** ويرمز له بالرمز (-I)، إذ تقوم المجموعة الوظيفية المرتبطة بسحب الإلكترونات من ذرة الكربون، ويمكن ترتيبها وفقاً لما يلي:



2. **الفعل التحريضي المانح:** ويرمز له بالرمز (+I)، إذ تقوم المجموعة الوظيفية بدفع الإلكترونات باتجاه ذرة الكربون (المانحة)، ونرتبها وفقاً لما يلي:

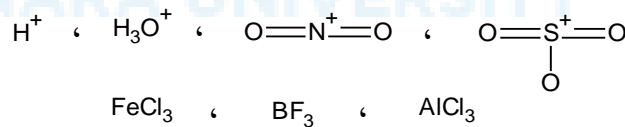


مقارنة بين التأثير الميزوميري والتأثير التحريضي

التأثير الميزوميري Mesomeric effect	التأثير التحريضي Inductive effect
مميز للمركبات غير المشبعة	مميز للمركبات المشبعة
يرتبط بوجود الرابطة π	يرتبط بوجود الرابطة σ
ينتشر لمسافة طويلة على طول السلسلة المترافقة	يتخامد على طول السلسلة كلما ابتعدنا عن الذرة المعنية
يحدث خلال زمن طويل	يحدث خلال زمن قصير

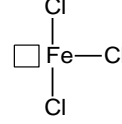
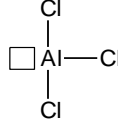
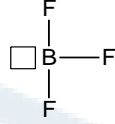
8- تصنيف الكواشف الكيميائية Classification of Reagents

الكواشف الإلكتروليفيلية Electrophilic Reagents: أو تسمى اختصاراً الإلكتروليفيلات، أي الكواشف الباحثة عن الإلكترونات لإكمال مدارها الخارجي، مثل:



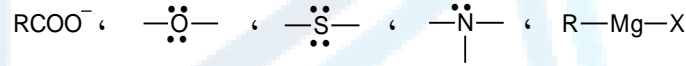
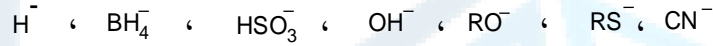
نلاحظ أن ذرات العناصر B, Fe, Zn, Al في مركباتها أعلاه، تستطيع استقبال إلكترونين غير مرتبطين من

جزء آخر، إذ تحتوي هذه الذرات على مدار فارغ غير مكتمل يستوعب الإلكترونين:



حيث يشير المربع إلى المدار الفارغ.

الكواشف النيوكليوفيلية **Nucleophilic Reagents**: أو تسمى اختصاراً النيوكليوفيلات، وهي بالأساس غنية بالإلكترونات، أي باحثة عن النواة، مثل:



تعد النيوكليوفيلات موانع للإلكترونات، في حين تعد الإلكترونوفيلات بوصفها مستقبلات للإلكترونات.

الجدور الحرة R^\bullet : وهي التي لها عدد فردي من الإلكترونات، وفعالة أيضاً، إذ تتهاجم الجزيئات في مواقع ذات

كثافة إلكترونية، مثل ذرات الهيدروجين الحرة H^\bullet ، وذرات الكلور الحرة