السالبية الكهربائية Electronegativity: قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ (إلكترونات الغلاف الخارجي).

تميل الفلزات –تحتوي على أقل من 4 إلكترونات في غلاف التكافؤ– إلى فقد إلكترونات التكافؤ بسبب كهروسلبيتها المنخفضة، بينما تميل اللافلزات –تحتوي على أكثر من 4 إلكترونات في غلاف التكافؤ– لإكتساب الإلكترونات بسبب كهروسلبيتها العالية، وبالتالي تنشأ الآصرة الايونية بين فلز ولا فلز ليصل كل منهما إلى الترتيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل وهو ما يعرف بقاعدة الثمانية $ns^2\ np^6$.

الآواصر الكيميائية Chemical bonds: هي القوة التي تربط الذرات لتكوين جزيئات أقل طاقة و أكثر استقراراً.

الآصرة الأيونية Ionic bond: تجاذب الكتروستاتيكي Electrostatic attraction بين أيون موجب الشحنة (كاتيون Cation) وأيون سالب الشحنة (انيون Anion). ينتج الترابط الأيوني بسبب الإنتقال الكامل لإلكترون واحد أو أكثر بين ذرتين مختلفتين في الكهروسلبية بمقدار **2 فما فوق** حيث يكون لإحدى الذرتين جذب قوي للإلكترونات (لافلز) والاخرى جذب ضعيف للإلكترونات (فلز).

الجدول التالي يوضح قيم الكهروسالبية لبعض العناصر الشائعة في الكيمياء العضوية

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

في الدورة الواحدة تزداد السالبية الكهربائية لأن البروتونات تزداد في النواة و الإلكترونات تدخل في نفس مستوى الطاقة الرئيسي (الغلاف الخارجي) و بذلك يصبح التجاذب بين الإلكترونات و البروتونات في النواة أقوى.

في الزمرة الواحدة تقل السالبية الكهربائية مع أن شحنة النواة تزداد ولكن الغلاف الخارجي يكون أكثر بعداً عن النواة و تحجب الإلكترونات عن النواة بإلكترونات الأغلفة الداخلية.

تكافؤ العنصر: هو عبارة عن عدد الإلكترونات التي يفقدها أو يكتسبها العنصر ليصل إلى قاعدة الثمانية Octet rule ($ns^2\ np^6$).

University of Mosul / College of Education for Girls/ Department of Chemistry/ Dr. ARRAM AL-NAIB

Dr ARRAM

الترابط التساهمي – تكوين الجزيئات – التهجين.

الآصرة التساهمية Covalent bond: هي آصرة (رابطة) تنشأ عن طريق مشاركة زوج من إلكترونات التكافؤ بين ذرتين متشابهتين في السالبية الكهربائية للوصول إلى قاعدة الثمانية و تصنف على حسب ما يأتي:

A- تصنيف يعتمد على رتبة الآصرة و ينقسم إلى ثلاثة أنواع هي:

i. الآصرة الأحادية Single bond: تساهم الذرات المشاركة في تكوينها بإلكترون واحد من كل ذرة مما ينتج عنه زوج مشترك من الإلكترونات لكل ذرة و تسمى آصرة سيكما Sigma bond و يرمز لها بالرمز σ

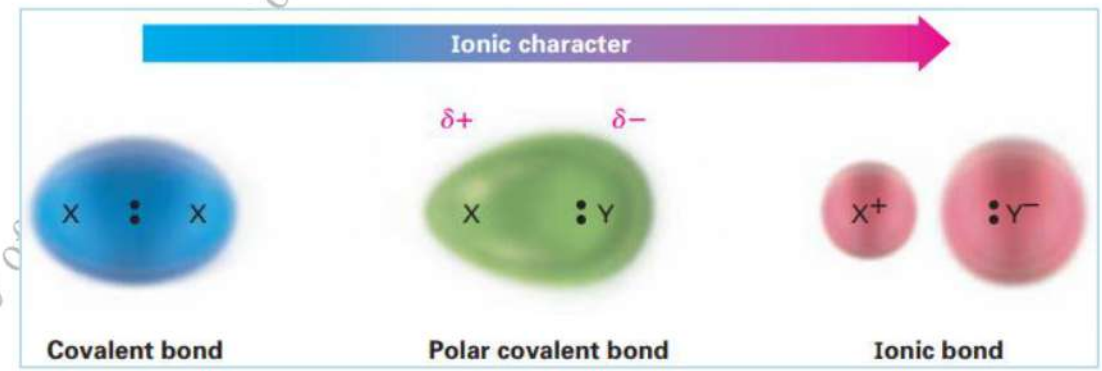
ii. الآصرة المزدوجة Double bond: تساهم كل ذرة مشتركة في تكوينها بإلكترونين مما ينتج عنه زوجين من الإلكترونات و تتكون من آصرة سيكما σ و آصرة تسمى باي Pi و يرمز لها بالرمز π.

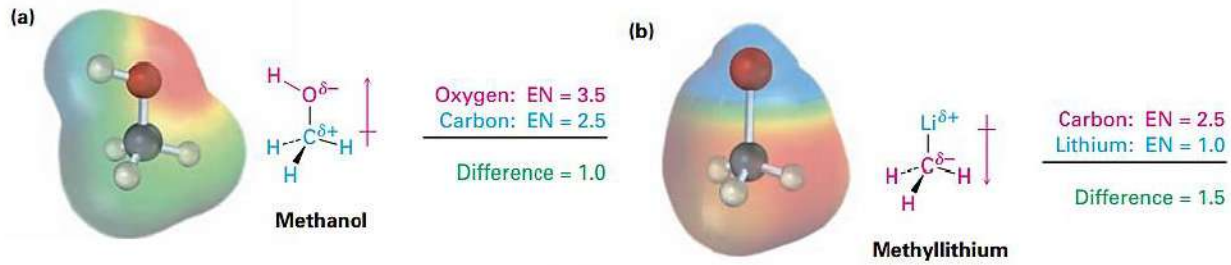
iii. الآصرة الثلاثية Triple bond: تساهم كل ذرة مشتركة في تكوينها بثلاثة إلكترونات فينتج ثلاثة أزواج من الإلكترونات و تتكون من آصرة σ و آصرتين π.

B- تصنيف يعتمد على قطبية الرابطة و ينقسم إلى نوعين هما:

i. آصرة تساهمية نقية Pure covalent bond: و هي آصرة تنشأ بين ذرتين **متشابهتين او متقاربتين جداً** في قيم الكهروسالبية فتكون السحابة الإلكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين، مثل جزيئات الهيدروجين و الكلور.

ii. آصرة تساهمية قطبية Polar covalent bond: و هي آصرة تنشأ بين ذرتين مختلفتين في قيم الكهروسالبية بمقدار **أقل من 2** حيث تستقطب الذرة الأعلى كهروسلبية إلكترونات الآصرة نحوها فتحمل شحنة سالبة جزئياً δ– partial negative والذرة الأقل كهروسلبية تحمل شحنة موجبة جزئياً δ+ partial positive . هذه الآصرة هي حالة وسطية بين الآصرة الأيونية و الآصرة التساهمية.





University of Education for Girls/ Department of Chemistry/ Dr. AKRAM AL-NAIB

الترابط التساهمي في المركبات العضوية: في المركبات العضوية يكّون الكاربون أربعة آواصر تساهمية لأنه يمتلك أربعة إلكترونات في غلافه الخارجي و يحتاج إلى أربعة إلكترونات ليصل إلى الثماني المستقر. يميل الكاربون إلى تكوين آواصر تساهمية مع نفسه أكثر من أي عنصر اخر في الجدول الدوري. تشير النتائج الكيميائية إلى تكوين ما لا نهاية من المركبات العضوية.

التهجين Hybridization: هو عبارة عن تداخل بين مدارات (Orbitals) الذرة الواحدة المتقاربة في الطاقة ينتج عنها مدارات جديدة متساوية في الشكل و الطاقة. يعطي التهجين تفسيراً لطبيعة المدارات الذرية وكيفية اتحادها لتكوين المدارات الجزيئية (Molecular Orbitals). تتم عملية التهجين بعد إثارة الذرة –نتيجة لإمتصاص طاقة– حيث ينتقل إلكترون من مدار ثانوي أقل في الطاقة (Orbital) إلى مدار ثانوي (Orbital) أعلى في الطاقة.

المدار الجزيئي (Molecular orbital): يصف حيزاً من الفراغ تتحرك فيه الإلكترونات و يشمل نواتين أو أكثر و يتسع لإلكترونين مزدوجين كحد أقصى و تكون طاقة الإلكترون في مدار جزيئي رابط أقل منها في المدار الذري المستقل.

- تتكون آصرة سيكما σ من التداخل الرأسي –الأفقي– في موضع واحد للاوربيتالات الذرية.
- تتكون آصرة π من التداخل الجانبي للمدارات الذرية غير المهجنة –تداخل المدارات الذرية في موضعين– (فوق و تحت آصرة σ).

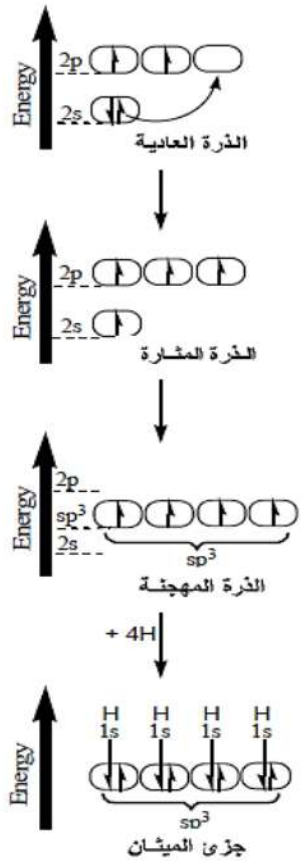
شكل الجزيئات العضوية:

1. **الكاربون المرتبط إلى أربع ذرات:**

تهجين وبناء جزيء Methane CH_4:

خطوات التهجين: $1H: 1s^1$, $6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

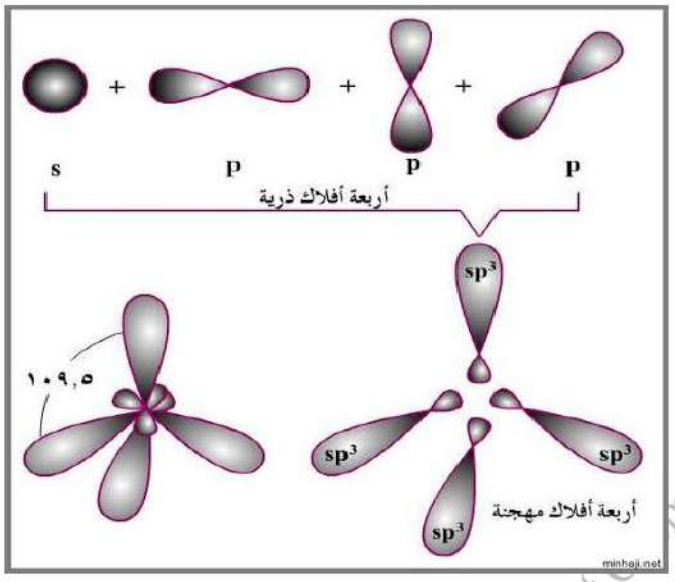
1. التوزيع الإلكتروني لذرة الكاربون: مزدوج إلكتروني في الاوربيتال 2s وإلكترونين مفردين في الاوربيتال 2p.
2. عند إثارة الذرة ينتقل إلكترون من الاوربيتال 2s إلى الاوربيتال 2p و بذلك تمتلك ذرة الكاربون 4 اوربيتالات نصف ممتلئة ولكنها غير متماثلة في الشكل و الطاقة.
3. يحدث تهجين بين اوربيتالات 2s و 2p في مستوى طاقة أعلى من مستوى طاقة الاوربيتال 2s وأقل من مستوى طاقة الاوربيتال 2p فتتكون 4 اوربيتالات متماثلة بالشكل والطاقة. تسمى هذه الاوربيتالات



College of Education for Girls/ Department of Chemistry/ Dr. ARRAM AL-NAJB

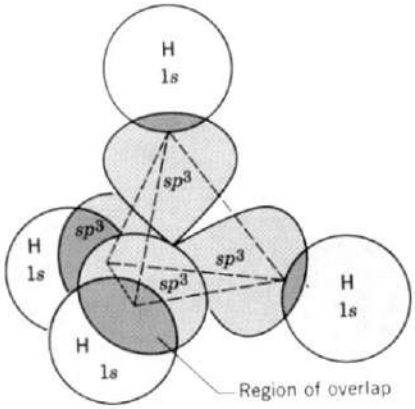
المهجنة باوربيتالات sp^3 لأنها نتجت من تهجين اوربيتال s مع ثلاثة اوربيتالات p.

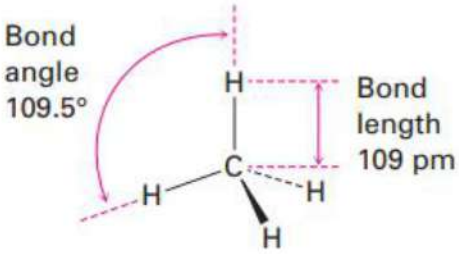
4. تتنافر الاوربيتالات المهجنة (sp^3) في ما بينها حتى تصل زوايا التأصر Bond angles إلى 109.5°.



5. يتم التداخل بين الاوربيتالات المهجنة و الاوربيتال 1s لأربع ذرات هيدروجين فتتكون 4 آواصر تساهمية أحادية (Sigma σ) و بذلك يتكون جزيء الميثان.

6. من خلال دراسة جزيء الميثان نستنتج أن الشكل الهندسي له هو هرم رباعي السطوح Tetrahedral.





University of Mosul / Girls/ Department of Chemistry/ Dr. AKRAM AL-NAIB