وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

جامعة الانبار

كلية العلوم – قسم الكيمياء

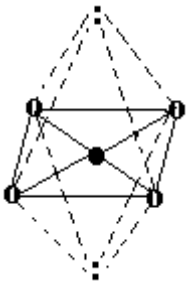
اسم المادة : الكيمياء اللاعضوية

المرحلة: الاولى

عنوان المحاضرة: نظرية اصرة التكافؤ ، التهجين

اسم التدريسي: أ.م.د. ستار سالم ابراهيم

يكون شكل الجزيء مربعا مستويا.



مربع مستوي Square Planar

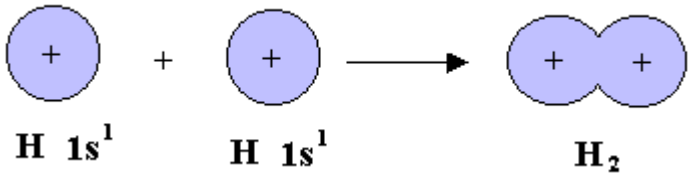
نظريات الاصرة التساهمية Theories of the Covalent Bond

ان الصورة البسيطة التي قدمها العالم لويس عن كيفية تكون الاصرة التساهمية والتي عرضها على انها زوج من الالكترونات تتقاسمها ذرتان، كانت بداية لدراسات اكثر تعمقا ، حيث ظهرت نظريتان، الاولى هي نظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory، والثانية نظرية المدار الجزيئي Molecular Orbital Theory. كانت النظرية الاولى اكثر نجاحا لفترة طويلة حتى ظهرت النظرية الثانية التي كانت اكثر شمولا. ان كلا النظريتين اثبتت نجاحا في تفسير خواص الكثير من الجزيئات التساهمية وبنيتها، الا ان كل واحدة من هذه النظريات لا تخلو من نقاط الضعف.

نظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory

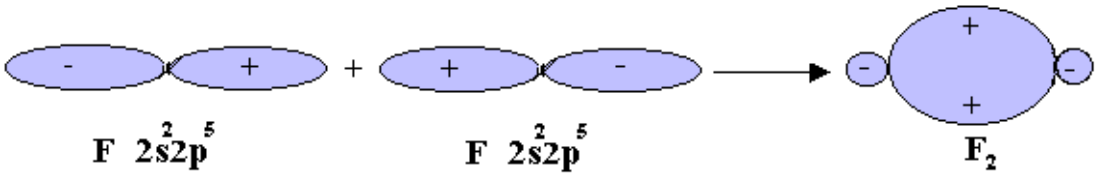
عندما تقترب ذرتان من بعضهما لتكوين رابطة تساهمية، يحدث تداخل للاوربتالات الذرية لكلا الذرتين مع بعضهما، ويحصل بالنتيجة ان يحتل الكترونان كل واحد من ذرة هذين المدارين المتداخلين بين الذرتين ويكونان رابطة تساهمية تربط الجزيء. وطبقا لقاعدة باولي فأن برم الكتروني الاصرة يكون متعاكسا ويقال عنهما انهما متزاوجين لانهما يحتلان المدار نفسه. ان هذا التداخل بين المدارات سوف يؤدي الى تكوين رابطة مفردة في حالة تداخل مدار واحد من كل ذرة. اما اذا حصل التداخل بين عدة مدارات فينتج عن ذلك روابط متعددة.

لو اخذنا جزيء الهيدروجين والذي يتكون من ذرتين كل واحدة منهما لها الكترون في المدار 1s، فتتكون الاصرة من تداخل مداري 1s وكما هو واضح من الشكل 3-1.



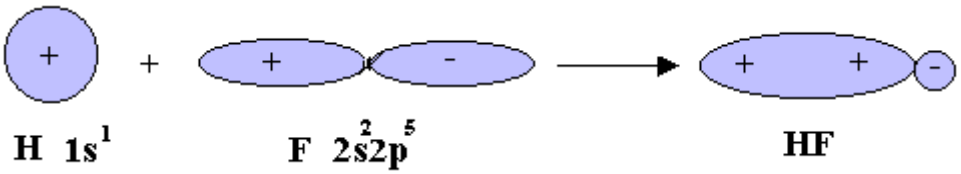
شكل 3-1 تداخل مداري 1s لذرتي هيدروجين

وعند تكوين جزيء الفلور F_2 فأن كل ذرة فلور لها الترتيب الالكتروني لغلاف التكافؤ $2s^2$ $2p^5$، وتكون الالكترونات الخمسة الموجودة في المدار 2p موزعة بالشكل التالي: [↑↓][↑↓][↑] فنلاحظ وجود مدار 2p فرعي واحد نصف ممتليء ولنفرض هو $2p_x$، ويتداخل هذا المدار مع مدار $2p_x$ لذرة فلور اخرى على المحور x، بصورة رأسية ، ونتيجة لتداخل هذين المدارين يتكون مدار جزيئي منفرد كما هو موضح في الشكل 3-2.



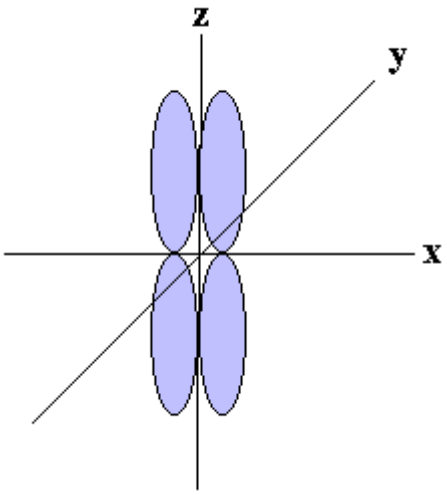
شكل 3-2 تداخل مداري 2p لذرتي فلور

وعند تكوين الاصرة في جزيء HF فأن المدار $2p_x$ النصف ممتليء في ذرة الفلور يتداخل مع 1s النصف ممتليء في ذرة الهيدروجين كما في الشكل 3-3.



شكل 3-3 تداخل مداري 1s و 2p لذرتي هيدروجين وفلور

وفي جزيء O_2 حيث الترتيب الالكتروني لذرة الاوكسجين هو $1s^2\ 2s^2 2p^4$، فهنالك مداران فرعيان 2p نصف ممتلئين كالاتي [↑][↑][↑↓]، حيث يوجد مداران فرعيان نصف ممتلئين يحدث بينهما تداخل وينتج عن ذلك رابطة سكما من تداخل مدارين ، ورابطة باي من تداخل مدارين اخرين. حيث يكون تداخل مداري p رأسيا في الحالة الاولى وجانبيا في الحالة الثانية. ان رابطة π تتكون عندما يكون مداري p متعامدين على الخط الذي يمر خلال النواتين، حيث يكون انتشار السحابة الالكترونية جانبيا وتقع اعلى واسفل النواتين. وعند تكوين جزيء ثلاثي الذرة مثل H_2O، يحدث التداخل بين مداري p النصف ممتلئين في ذرة الاوكسجين مع مداري 1s لذرتي الهيدروجين كالتالي: [↑↓][↑↓][↑↓]، فالاسهم الطويلة تشير الى الكترونات 1s لذرتي الهيدروجين. اما جزيء النيتروجين N_2، حيث لذرة النيتروجين الترتيب الالكتروني $1s^2\ 2s^2 2p^3$، فيوجد ثلاثة مدارات فرعية 2p نصف ممتلئة [↑][↑][↑] لكل ذرة، يحدث بينهما تداخل لتكوين ثلاثة روابط، واحدة من نوع سكما σ واثنين من نوع باي π. ان التداخل الرأسي لمدارات p ينتج عنه رابطة سكما، اما التداخل الجانبي فينتج عنه رابطة باي. الشكل 3-4 يمثل تداخل مداري p جانبيا على محور z مثلا لتكوين رابطة باي.



شكل 3-4 تداخل مدارين 2p جانبيا لتكوين رابطة π

التهجين Hybridization

ان الطريقة التي اوضحنا فيها كيفية تداخل المدارات الذرية النصف ممتلئة لتكوين جزيئات تساهمية لا يمكن تطبيقها علىجميع الجزيئات. فلو اخذنا الميثان CH_4 مثلا، فأن الترتيب الالكتروني للكربون هو: $2s^2 2p^2$ [ ][↑][↑] [↑↓]، وما يحصل هو انتقال الكترون من

المصادر :

١-الكيمياء اللاعضوية للمرحلة الاولى / د. ثناء الحسني

٢-الكيمياء اللاعضوية الجزء الاول / د.نعمان النعيمي

٣- **الكيمياء اللاعضوية المقارنة والتركيبية/ د.مهدي ناجي الزكوم**