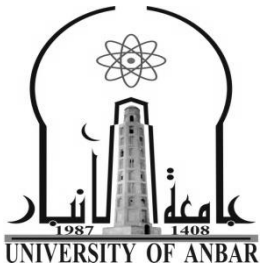
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

جامعة الانبار

كلية العلوم – قسم الكيمياء



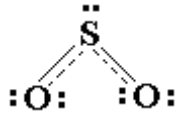
اسم المادة : الكيمياء اللاعضوية

المرحلة: الاولى

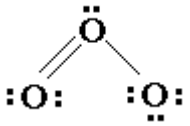
عنوان المحاضرة: قطبية الاصرة ، الاكسدة والاختزال ، الاشكال الجزيئية

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

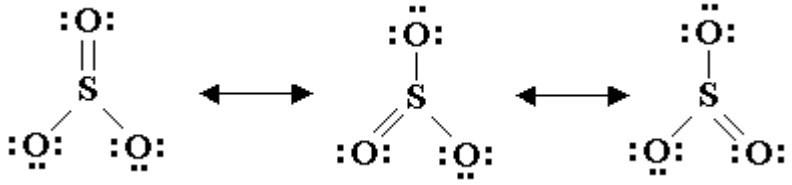
ان احدى ذرات الاوكسجين ارتبطت بذرة الكبريت برابطة منفردة والاخرى ارتبطت برابطة مزدوجة. وعند مناقشة هذه الروابط وفق الحقائق السابقة المتعلقة بموضوع الروابط، يصبح لزاما وجود نوعين من الروابط تختلف من حيث الطول والطاقة. فالاصرة المزدوجة هي التي يجب ان تكون اقصر واقوى. ان الحقائق العلمية التجريبية اثبتت أن كلا الرابطتين المزدوجة والمنفردة متساوية من حيث الطول ($1.43A^0$) وكذلك متساوية من حيث الطاقة. ولقد وجد ان طول الرابطتين اقصر من اطوال الاصرة المنفردة واطول من اطوال الاصرة المزدوجة، كذلك فأن طاقاتهم وسط بين الاثنين. لذلك ولحل هذه المشكلة اقترح وجود عملية رنين وتعني ان تركيب SO_2 هو هجين رنيني Resonance hybrid يشابه كلا التركيبين السابقين، اي انه حالة متوسطة. لذلك يمكن رسم الجزيء بالشكل:



حبث ان الخط المنقط يمثل اربعة الكترونات. والشئ نفسه يقال عن جزيء مثل الاوزون O_3 الذي له التركيب التالي:



فلقد وجد ان كلا الرابطتين O-O و O=O متناظرتان ولهما الطول والطاقة نفسها. هذا الكلام ينطبق ايضا على الايونات NO_2^- و NO_3^- وغيرها. وبالنسبة لجزيء مثل SO_3 يمكن تمثيله بالتراكيب التالية:



حيث تبين ان كل الروابط في هذا الجزيء متناظرة.

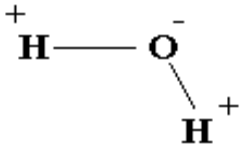
قطبية الاصرة Polarity of Bond

تطرقنا في موضوع السالبية الكهربائية، الى ان سالبية العناصر الكهربائية تختلف بسبب اختلاف الترتيبات الالكترونية. لذلك فعندما تتكون رابطة كيمياوية بين ذرتين من النوع نفسه (السالبية الكهربائية نفسها) نتوقع ان تكون الكثافة الالكترونية موزعة بالتساوي بين الذرتين، وبكون الجزيء غير قطبي، اي انه يشتمل على رابطة غير قطبية. ان الزوج الالكتروني المكون للرابطة يقضي الوقت نفسه بجوار كلا الذرتين.

وفي حالة اختلاف السالبية الكهربائية للذرتين المكونتين للرابطة، فأن زوج الكترونات الاصرة يقضي وقتا اطول بالقرب من الذرة ذات السالبية الاعلى. ففي حالة جزيء HCl، نجد ان السالبية الكهربائية للكلور اكبر من السالبية الكهربائية للهيدروجين، لذلك فأن الطرف الكلوري في الجزيء يبدو سالبا، بينما يبدو الطرف الهيدروجيني موجبا، ويقال عن الاصرة في هذه الحالة بأنها قطبية او تنائية القطبية، اي تحتوي على طرف موجب واخر سالب، حيث توضع الاشارة – δ لتبين الطرف السالب من الاصرة والاشارة + δ لتبين الطرف الموجب منها $H^{\delta+}$-$Cl^{\delta-}$.

يعرف المركب ثنائي القطبية بواسطة عزم مزدوج القطب Dipole Moment والذي يساوي الشحنة على اي من نهايتيه مضروبا في المسافة بين مركزي الشحنتين. وعندما توضع مادة ثنائية القطبية في مجال كهربائي، فأنها تدور بسبب انجذاب الجزء الموجب من الجزيء نحو المنطقة السالبة وانجذاب الجزء السالب نحو المنطقة الموجبة. فقابلية الدوران هذه تسمى بالعزم ثنائي القطب، ولا يوجد للجزيء غير القطبي عزم. في الجزيء ثلاثي الذرة لا تكون عملية التنبؤ بالقطبية مسألة سهلة، لانه يمكن ان يكون الجزيء ككل غير قطبي على الرغم من كون كل رابطة في الجزيء قطبية. ففي جزيء ثاني اوكسيد الكربون CO_2 الخطي $O^{\delta-}= C^{\delta+} = O^{\delta-}$ تكون الكثافة الالكترونية مركزة قرب ذرتي الاوكسجين لانها اكثر سالبية من الكربون، فتكون كل رابطة C=O قطبية، وبالنظر لتماثل طرفي الجزيء، يلغي احدهما تأثير الاخر وبالتالي يكون الجزيء غير قطبي.

وفي جزيء الماء H_2O الذي يكون له الشكل الزاوي التالي:



فأن الكثافة الالكترونية تتمركز حول ذرة الاوكسجين فتكون كل رابطة H—O قطبية ولا تلغي احداهما الاخرى كما حصل في جزيء ثاني اوكسيد الكربون، وذلك بسبب عدم تماثل طرفي

الجزيء، حيث يوجد عدم تماثل بالتوزيع الالكتروني حول ذرة الاوكسجين لاختلاف الزاوية مع ذرتي الهيدروجين على الجانبين.

الاكسدة والاختزال Oxidation and Reduction

عندما يتكون مركب مثل LiF مثلا فأن الاصرة الايونية المتكونة بين ذرتي الفلور والليثيوم، تقتضي انتقال الكترون من Li الى F، لينتج ايون Li^+ وايون F^- كما في المعادلات التالية:

$$Li \rightarrow Li^+ + e^- \qquad \text{اكسدة}$$

$$F + e^- \rightarrow F^- \qquad \text{اختزال}$$

ان العملية الاولى تسمى اكسدة وهي عملية فقدان الالكترونات، وتسمى العملية الثانية اختزال وهي عملية اكتساب الالكترونات. ويمكن ان نقول بأن الليثيوم قد تأكسد لانه فقد الكترونا، اما الفلور فقد اختزل بأكتسابه للالكترون. تسمى المادة التي تعرضت للاكسدة (الليثيوم في هذه الحالة) عاملا مختزلا Reducing Agent. اما المادة التي تعرضت للاختزال (الفلور في هذه الحالة) فهي عامل مؤكسد Oxidizing Agent . ان العامل المختزل يزود المادة التي تعرضت للاختزال بالالكترونات لكي تختزل. اما العامل المؤكسد فأنه يأخذ الالكترونات من المادة التي تعرضت للاكسدة لكي تتأكسد.

ان عملية الاكسدة والاختزال تحدث في ان واحد وذلك لانه في اي تفاعل وعندما تفقد مادة ما الالكترونات، فأنه لا بد من وجود مادة اخرى تأخذ هذه الالكترونات. وقد وضع ما يسمى عدد التأكسد لمتابعة سير الالكترونات اثناء التفاعلات، وهو يمثل الشحنة على الذرة في حالة تخصيص كلا الكتروني الاصرة للعنصر ذي السالبية الاعلى. ففي مثال فلوريد الليثيوم LiF ، فأن عدد تأكسد الليثيوم هو +1 لانه فقد الكترونا واحدا اخذته ذرة الفلور واصبح عدد تأكسدها -1. اما في الجزيئات غير القطبية المتكونة من ذرات متماثلة مثل جزيء الهيدروجين H_2، حيث ان لكلا الذرتين السالبية الكهربائية نفسها، فلا يحدث انتقال للالكترونات فتعطى كل ذرة H عدد تأكسد صفر. والقواعد التالية تساعد في تخصيص اعداد التأكسد:

1- عدد التأكسد لعنصر غير متحد يساوي صفر بغض النظر عن تركيب الجزيء، مثل:

Na^o , Ne^o , H_2^o , O_2^o , S_8^o

2- عدد تأكسد الايون احادي الذرة يساوي الشحنة التي يحملها الايون. فمثلا اعداد تأكسد الايونات : Na^{+}، Cu^{2+}، Al^{3+} هي +1، +2 و+3 على التوالي. اما بالنسبة للايونات متعددة الذرات مثل SO_4^{2-}، NO_3^{-}، NH_4^{+} فأن الشحنة الموجودة على الايون هي صافي مجموع اعداد تأكسد ذرات هذا الايون. فتكون اعداد تأكسد الايونات السابقة هي -2، -1 و +1 على التوالي.

3- يتساوى مجموع اعداد التأكسد الموجبة والسالبة في المركب بحيث يكون مجموع الاعداد صفرا، فمثلا المركب CO_2: $+4 + 2\ (-2) = 0$

4- في اغلب مركبات الاوكسجين، يكون عدد تأكسد كل ذرة اوكسجين -2.

5- في اغلب مركبات الهيدروجين، يكون عدد تأكسد كل ذرة هيدروجين +1.

6- لعناصر المجموعة IA عدد تأكسد + 1 والمجموعة IIA عدد تأكسد +2.

7- لعناصر المجموعة VIIA (مجموعة الهالوجينات) عدد تأكسد -1.

8- العناصر الانتقالية لها اكثر من عدد تأكسد تبعا للمركبات التي توجد فيها. فمثلا عدد تأكسد المنجنيز في $KMnO_4$ +7، وفي MnO_2 +4.

9- عند كتابة الصيغة، تكتب اولا صيغة العنصر ذي عدد التأكسد الموجب مثل HCl، ويشذ عن هذه القاعدة الامونيا NH_3.

توجد بعض الحالات الشاذة عن القواعد اعلاه ، فمثلا يكون للهيدروجين عدد تأكسد -1 في الهيدريدات Hydrides مثل NaH. كذلك يكون للاوكسجين عدد تأكسد +2 في مركب مثل OF_2، كذلك يكون للاوكسجين عدد تأكسد -1 في البيروكسيدات Peroxides، مثل بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2، وتوجد ايضا مركبات اخرى تسمى فوق اوكسيدات او سوبر اوكسيدات Superoxides يكون فيها عدد تأكسد الاوكسجين -½ .

الاشكال الجزيئية Molecular Shapes

ان الجزيئات التساهمية لها اشكال مميزة تبقى محتفظة بها حتى عندما تتعرض الى التغيرات، وهذه الاشكال تؤثر في خواص الجزيئات. ان للجزيئات اشكالا متعددة ولكنها عموما مشتقة من خمسة اشكال هندسية هي:

1- خطي Linear

تكون الذرات في هذا النوع من الاشكال الهندسية في خط واحد، وزاوية الربط تساوي 180^{o}.

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**