

٢ - الأواصر الكيميائية

تعتمد الكثير من الخواص الميكانيكية والفيزيائية والكيميائية للمواد الصلبة على نوع وشدة الأواصر الكيميائية التي تربط ذرات المادة بعضها مع بعض وتختلف نوعية هذه الأواصر من جزيئة إلى أخرى وسوف نتطرق بشيء من الإيجاز عن هذه الأواصر.

أنواع الأواصر الكيميائية:-

الأواصر الرئيسية وتشمل:-

- | | |
|---------------|---------------------|
| Ionic Bond | ١- الأصرة الأيونية |
| Covalent Bond | ٢- الأصرة التساهمية |
| Metallic Bond | ٣- الأصرة الفلزية |

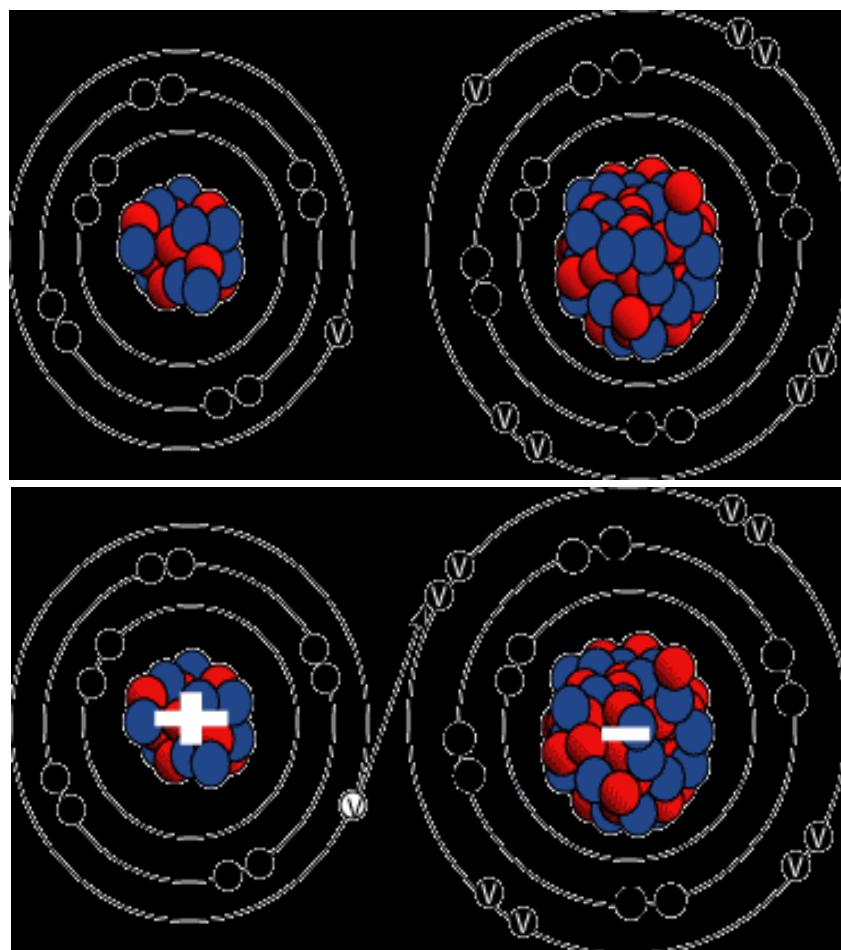
الأواصر الثانوية وتشمل :-

- | | |
|--------------------|-------------------------|
| Van der waals Bond | ١- قوى تجاذب فاندر فالس |
| Hydrogen Bond | ٢- الأصرة الهيدروجينية |

١-٢ الأصرة الأيونية Ionic Bond

يطلق على القوة التي تربط بين الأيون الموجب والأيون السالب بالأصرة الأيونية ويعد كلوريد الصوديوم (NaCl) أفضل الأمثلة لهذا النوع من التأثير (العدد الذري للصوديوم ١١ والعدد الذري للكلور ١٧) ، فعندما تتحدد ذرة الصوديوم (Na) بذرة الكلور نجد من السهولة أن ينتقل إلكترون واحد من الغلاف الخارجي (CL) للصوديوم إلى الغلاف الخارجي لذرة الكلور ، ويطلق على ذرة الصوديوم التي تفقد الكترونا باليون الموجب للصوديوم (cation)

بينما يطلق على ذرة الكلور التي اكتسبت إلكتروناً باليون السالب للكلور (anion) وكما هو موضح بالشكل الآتي ،



الشكل (١) الأَصْرَةُ الْأَيُونِيَّةُ

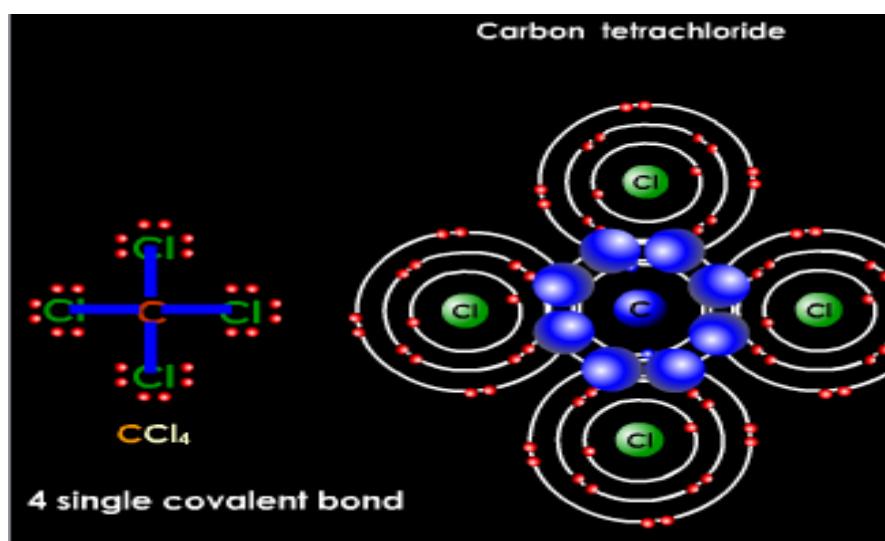
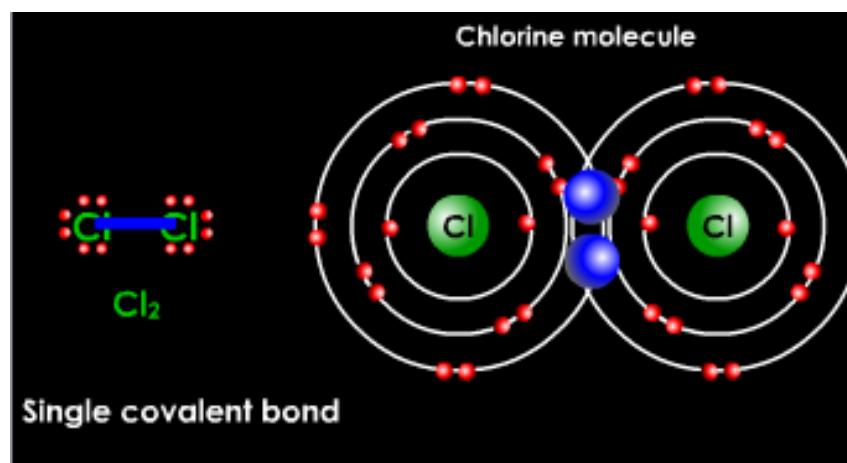
تعتبر الأَصْرَةُ الْأَيُونِيَّةُ بِأَنَّهَا أَقْوَى أَنْوَاعِ الْأَوَاصِرِ الْكِيمِيَّيَّةِ ، وَتَتَمَيَّزُ الْمَوَادُ الصَّلِبةُ النَّاتِجَةُ مِنَ التَّرَابِطِ الْأَيُونِيِّ بِأَنَّهَا :-

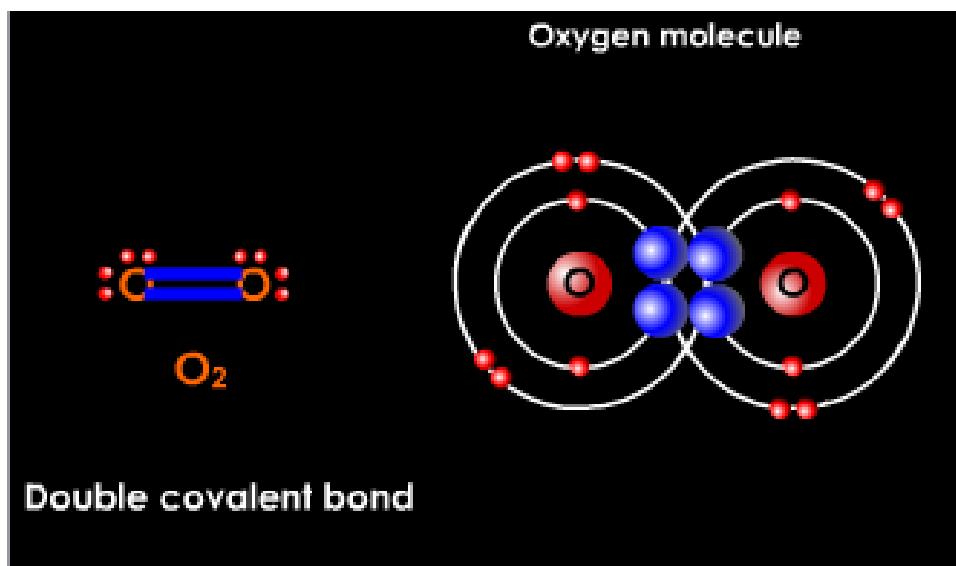
- ١ - ذَاتَ صَلَابَةٍ مُتَوَسِّطَةٍ وَوَزْنٍ نُوَعِيٍّ مُتَوَسِّطٌ .
- ٢ - درجة انصهار عالية.
- ٣ - رديئة التوصيل الكهربائي والحراري.

١-٢ الأصارة التساهمية Covalent Bond

إذا اشتركت ذرتان متجاورتان في الكتروناتهما لإشباع غالفيهما الخارجيين ليصبح تركيبيهما مستقرأً بشرط ان لا يحدث انتقال للكترونات فيطلق على هذه القوى بالأصارة التساهمية .

تعد جزيئه الكلور (Cl_2) أفضل الأمثلة لهذا النوع من التاصر حيث تحتوي كل ذرة كلور على سبعة الكترونات في غلافها الخارجي. تتمتع هذه الرابطة بأهمية خاصة في الكيمياء وعلم البلورات وتنشأ من التشارك بال الإلكترونات بين الذرات المتجاورة حيث أن كل ذرة تساهم بـالكترون أو أكثر في عملية الرابط بحيث تكون الإلكترونات مشتركة بين الذرتين ويشكل الكربون والسيلكون والجرمانيوم أمثلة عن هذا النوع من الأصارة .





وتتميز المواد الصلبة التي ترتبط ذراتها بمثل هذه الأصرة بأنها:-

١- غير قابلة للذوبان بصفة عامة.

٢- مستقرة كيميائياً.

٣- ذات درجة انصهار وغليان عالية جداً.

٤- رديئة التوصيل الكهربائي .

٣-٢ ألاصرة الفلزية **Metallic Bond**

عندما تقترب الذرات الفلزية المعدنية بعضها من بعض تتدخل الأغلفة الخارجية للذرات المكونة لها ، وان تداخل الأغلفة الخارجية بهذا الشكل يمكن آيا من الالكترونات من الانتقال إلى أي ذرة قريبة غير مستقرة وتبدو المادة وقتها كأنها مجموعة من الايونات الموجبة الثابتة في مواقعها تدور حولها الالكترونات حرقة طلقة في جميع الاتجاهات وتتحرك هذه الالكترونات ضمن حدود المادة وكأنها جزيئات غاز محصور في إناء .

ولهذا السبب أطلق على تسمية هذه الالكترونات الحرية بغاز الالكترون (Electron Gas).

وتنتمي المواد الصلبة الناتجة عن الترابط الفلزي بأنها :-

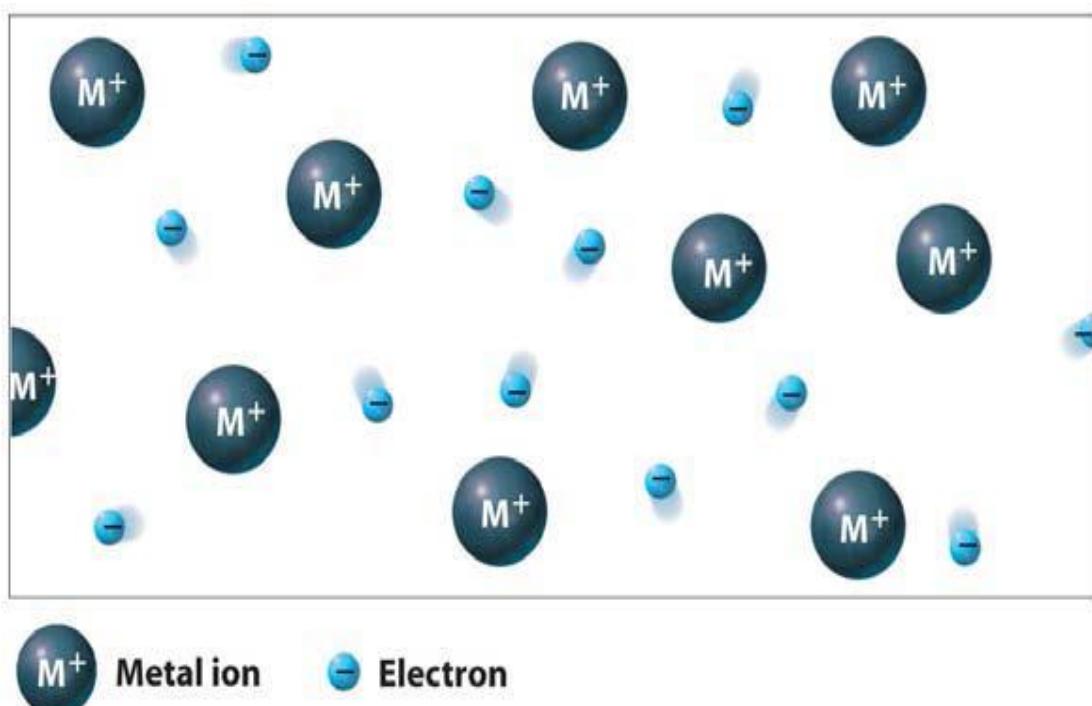
١ - لها القابلية العالية للتوصيل الكهربائي والحراري .

٢ - لها القابلية على الطرق والسحب وسهولة التشكيل .

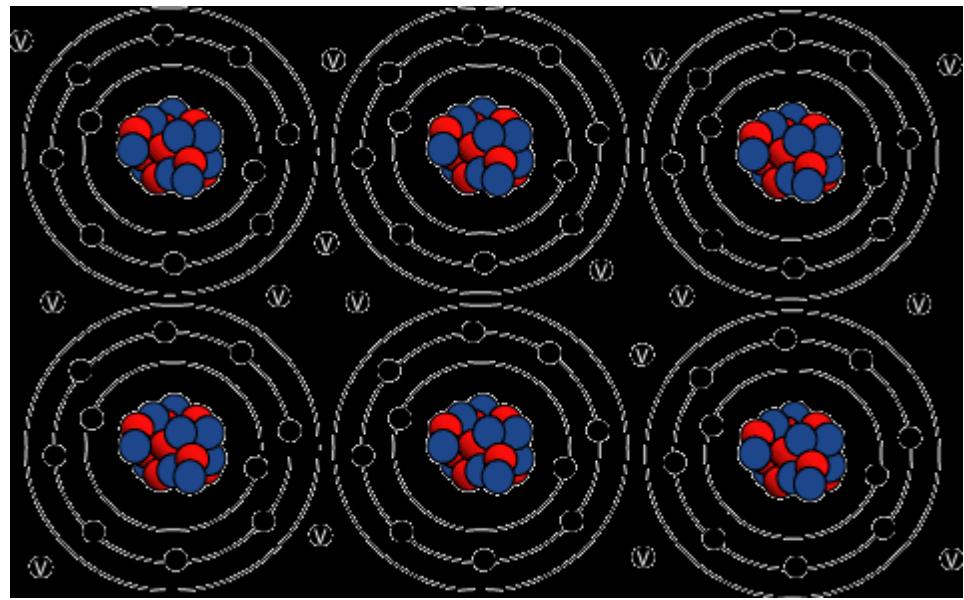
٣ - انخفاض الصلاة .

٤ - انخفاض درجتي الانصهار والغليان .

كما في الاشكال الآتية:-



Copyright © 2007 Pearson Education, Inc., publishing as Pearson Addison-Wesley.



الاواصر الثانوية هي

١- قوة تجاذب فاندرفالس Van der waals Bond

وهي أصارة أوجدها العالم الهولندي فاندرفالس والتي سميت بأسمه ، وهي اصارة موجودة في كل المواد الصلبة وغير الصلبة وهي اضعف بكثير من الاواصر الايونية والتساهمية والفلزية لذلك لا يظهر تأثير قوى تجاذب فاندرفالس الا في الغازات النبيلة (Noble Gasses) التي يكون غلافها الخارجي مشبعا بالالكترونات حيث تكون هذه القوى (فاندرفالس) فاعلة بشكل كبير وتعمل على ربط ذرات الغازات النبيلة بعضها ببعض . أن المواد الناتجة من هذا الترابط الضعيف تكون ذات درجات انصهار وغليان واطئة وكذلك تكون صلابة هذه المواد واطئة .

٢- الاصرة الهيدروجينية Hydrogen Bond

تعرف الاصرة الهيدروجينية بأنها قوة تجاذب ضعيفة متبادلة بين ذرة أو أكثر من ذرات الهيدروجين لإشباع غلافها الخارجي ، مثال ذلك ذرتى (HF) و (H₂O) تتكون ذرة الهيدروجين من إلكترون

واحد وبروتون واحد ويمكن إن ترتبط مع ذرة عنصر آخر يحتاج ذرة الهيدروجين لإشباع غلافها الخارجي مثل ذرة الفلور (عدده الذري ٩) حيث تستطيع هذه الذرة كسب إلكترون ذرة الهيدروجين ليصبح الفلور أيونا سالبا بينما يصبح الهيدروجين أيونا موجبا يطلق عليه بالبروتون الموجب ، وان الرابط بين الايون السالب والبروتون الموجب يطلق عليه بالاصره الهيدروجينية .

