

البنية البلورية للمادة

إلكترونات التكافؤ والروابط الذرية

_____:

الأهداف: أن يكون الطالب قادرا على:

- فهم المقصود بإلكترونات التكافؤ وعلاقتها بالروابط الذرية.
- فهم الروابط بين الذرات وعلاقتها بالتوزيع الإلكتروني .
- التمييز بين المواد الهندسية ومعرفة خصائصها.

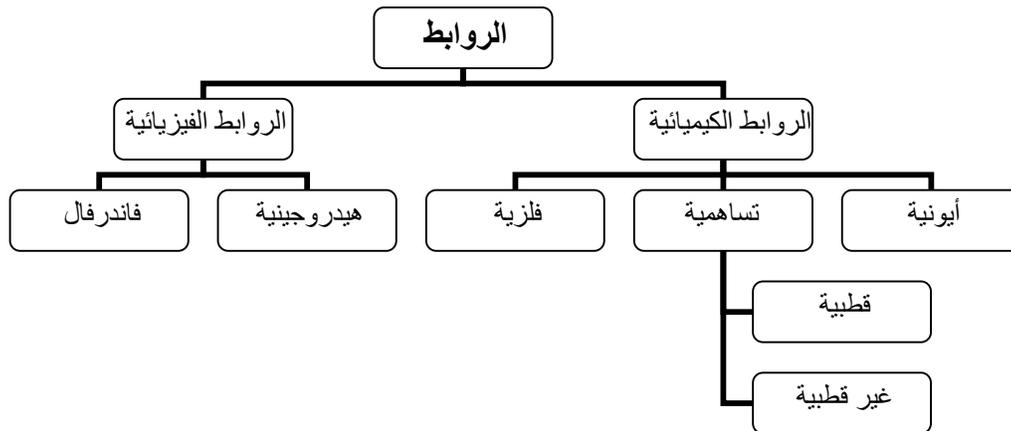
إلكترونات التكافؤ: تعتمد كثير من الخواص الكيميائية والفيزيائية على إلكترونات التكافؤ لمسئوليتها المباشرة عن طرق الترابط بين الذرات وتوجد هذه الإلكترونات في المدار الأخير للذرة.

قاعدة الثمانية: تطبق على جميع العناصر ما عدا الهيدروجين (يحتوي إلكترون واحد) والهليوم (إلكترونين)، حيث وجد أن وجود ثمانية إلكترونات في المدار الخارجي للذرة يعطيها مقدارا كبيرا من الثبات والإستقرار فمثلا الغازات الخاملة مثل الأرجون (Ar) والنيون (Ne) لا تتفاعل لأنها تحتوي على ثمانية إلكترونات في المدار الأخير.

وترتكز هذه القاعدة على ثلاث حالات:

- 1- فقد إلكترون: وعندها تصبح الذرة موجبة الشحنة أو أيون موجب (كاتيون). وتعتمد الذرة إلى فقد الإلكترونات إذا كان عدد الإلكترونات في المدار الخارجي أقل من أربعة.
- 2- اكتساب إلكترون: تصبح الذرة سالبة الشحنة أو أيون سالب (أنيون). وتعتمد الذرة إلى اكتساب إلكترونات إذا كان عدد الإلكترونات في المدار الأخير أكثر من أربعة.
- 3- المشاركة مع ذرات أخرى.

الروابط الذرية:



١- الروابط الكيميائية: هي القوى التي تربط ذرات العناصر مع بعضها البعض في

(أ) الرابطة الأيونية (Ionic Bond) : تتم عادة بين الفلزات واللافلزات وقبل ان نعطي مثال لذلك يجب معرفة الفرق بين الفلزات واللافلزات. وللتعرف على هذه الرابطة لابد اولاً من معرفة خواص الفلزات واللافلزات.

خواص الفلزات:

١- عدد الكترولونات التكافؤ لا يزيد عن ثلاثة وبالتالي فإنها تعتمد إلى فقد الالكترولونات.

٢- التوصيل الجيد للكهرباء والحرارة.

٣- وجودها في صورة جامدة.

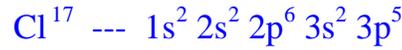
٤- معتمه لا تنفذ الضوء.

٥- لها بريق ولمعان.

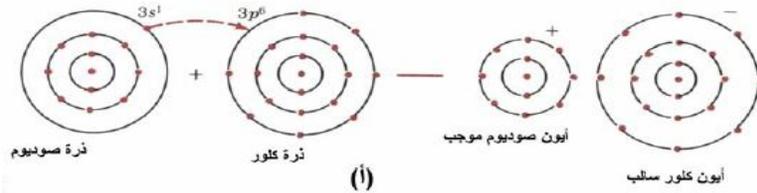
٦- لها قابلية التشكيل بالطرق والثني.

اما اللافلزات فإن عدد الكترولونات التكافؤ كبير فهي تعتمد الى اكتساب الالكترولونات.

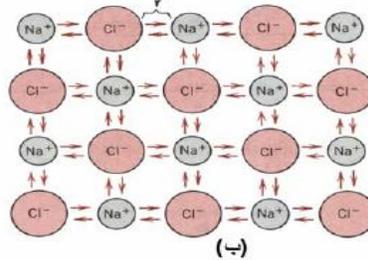
مثال على الرابطة الأيونية/ الرابطة في كلوريد الصوديوم بين الصوديوم (Na^{11} ، فلز) والكلور (Cl^{17} ، لا فلز) هي رابطة ايونية.



من الملاحظ أن الصوديوم يمتلك الكترولون واحد في المدار الاخير والكلور لديه ٧ الكترولونات فلذلك يعتمد الصوديوم الى فقد الالكترولون ويصبح المدار الخارجي له وللكلور مشبع بثمن الكترولونات.



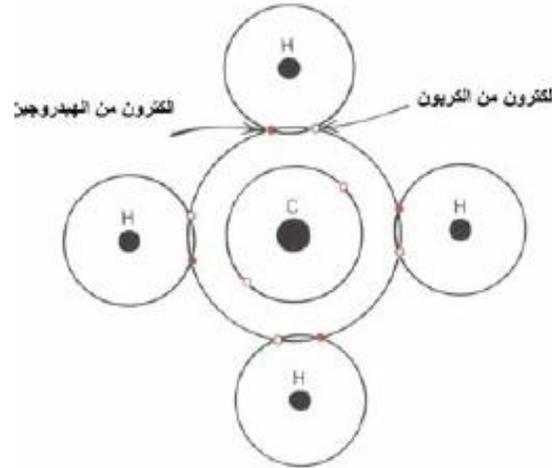
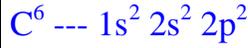
الرابطة الأيونية



شكل (١ - ١) الرابطة الأيونية

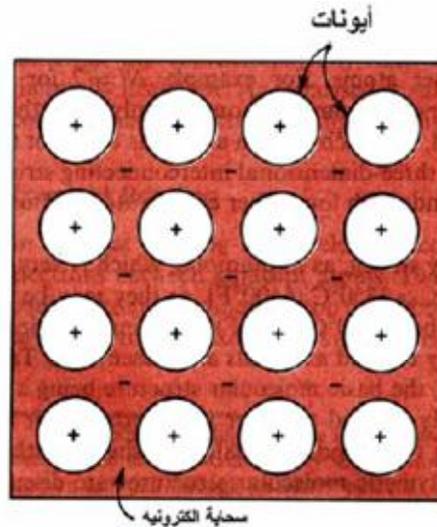
(ب) الرابطة التساهمية (Covalent Bond): وفيها تتشارك الذرات في الإلكترونات ، كل ذرة تساهم بإلكترون واحد على الأقل ولا يتم الفقد الكلي كما رأينا في الرابطة الأيونية.

مثال/ الرابطة في جزئ الميثان CH_4 هي رابطة تساهمية فنجد أن الكربون (C) لديه اربعة غلكترونات في المدار الخارجي والهيدروجين (H) لديه إلكترون واحد وعند ترابط أربع ذرات هيدروجين مع ذرة كربون برابطة تساهمية يصبح المدار الخارجي لكلا العنصرين مشبع.



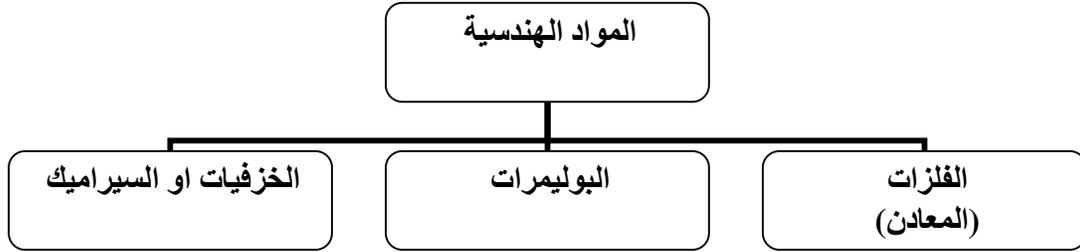
شكل (٢-١) الرابطة التساهمية

(ج) الرابطة الفلزية (Metalic Bond) : هي الرابطة التي تشد الذرات مع بعضها البعض داخل الفلز أو المعدن و تعتمد هذه الرابطة على إطلاق ذرات الفلزات لإلكترونات التكافؤ فتصبح هذه الذرات ايونات موجبة، وتكون الإلكترونات سحابة إلكترونية تعمل على ربط اليونات الموجبة ببعضها. وقد تكون هذه الاربطة ضعيفة كما في الزئبق وبالتالي فإن درجة إنصهاره منخفضة (-٣٩°) اما في التنجستن الذي درجة إنصهاره عالية (٣٤١٠م) فالرابطة قوية.



شكل (٣-١) الرابطة الفلزية (المعدنية)

المواد الهندسية: يمكن تقسيم المواد الهندسية الى ثلاثة اقسام رئيسية لكل منها خواصة المميزة .



والجدول التالي يوضح الخواص المميزة لكل نوع:

الخرفيات او السيراميك	البوليمرات	الفلزات (المعادن)
§ صعوبة التشكيل.	§ سيئة التوصيل للحرارة والكهرباء.	§ عدد الكترونات التكافؤ لا يزيد عن ثلاثة.
§ سهولة الكسر(قصفة)	§ عاكسة سيئة للضوء.	§ التوصيل الجيد للحرارة والكهرباء.
§ عازلة للكهرباء والحرارة.	§ بعضها يمكن تشكيله بسهولة.	§ لها بريق ولمعان بعد الصقل.
		§ غير منفذة للضوء.
		§ لها قابلية التشكيل.
		§ لها كثافة عالية مقارنة بكثافة الماء.

والمخطط التالي يوضح طريقة اخرى اكثر تفصيلا لتقسيم المواد الهندسية :

