الإلكترونات التكافؤ والروابط الذرية

البنية البلورية للمادة

إلكترونات التكافؤ والروابط الذرية :_____

الأهداف: أن يكون الطالب قادرا على:

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

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

قاعدة الثمانية: تطبق على جميع العناصر ما عدا الهيدروجين (يحوي الكترون واحد) والهليوم (الكترونين)، حيث وجد أن وجود ثمانية الكترونات في المدار الخارجي للذرة يعطيها مقدارا كبيرا من الثبات والإستقرار فمثلا الغازات الخاملة مثل الارجون (Ar) والنيون (Ne) لا تتفاعل لأنها تحتوي على ثمانية الكترونات في المدار الاخير.

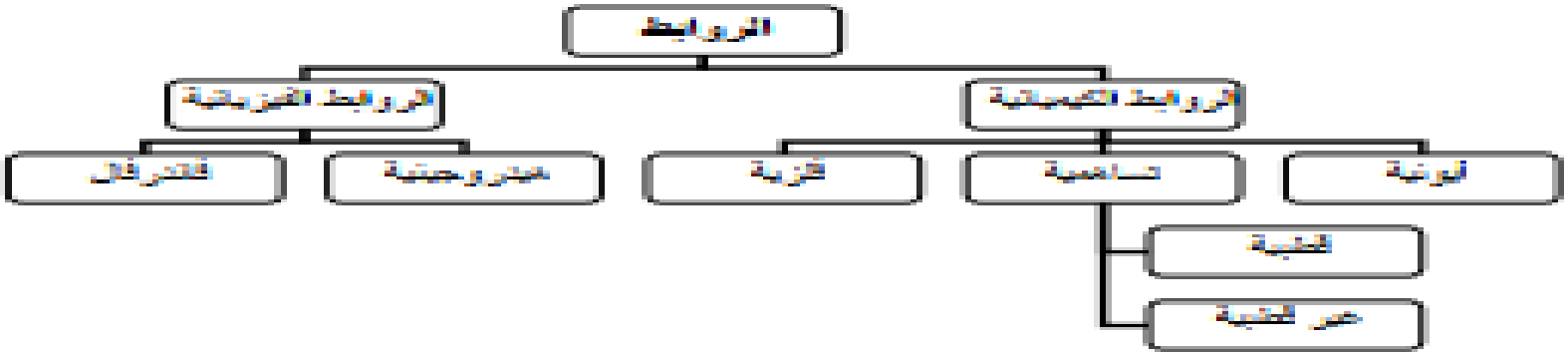
وترتكز هذه القاعدة على ثلاث حالات:

١- فقد الكترون: وعندها تصبح الذرة موجبة الشحنة أو أيون موجب (كاتيون). و تعمد الذرة إلى فقد الإلكترونات إذا كان عدد الإلكترونات في المدار الخارجي اقل من اربعة.

٢- اكتساب الكترون: تصبح الذرة سالبة الشحنة أو أيون سالب (أنيون). وتعمد الذرة إلى اكتساب الكترونات إذا كان عدد الإلكترونات في المدار الأخير اكثر من أربعة.

٣- المشاركة مع ذرات اخرى.

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 نريد اولا من معرفة خواص الفلزات واللافلزات.

خواص الفلزات:

١- عدد الكترونات التكافؤ لا يزيد عن ثلاثة وبالتالي فإنها تعمد إلى فقد الإلكترونات.

٢- التوصيل الجيد للكهرباء والحرارة.

٣- وجودها في صورة جامدة.

٤- معتمة لا تنفذ الضوء.

٥- لها بريق ولمعان.

٦- لها قابلية التشكيل بالطرق والثني.

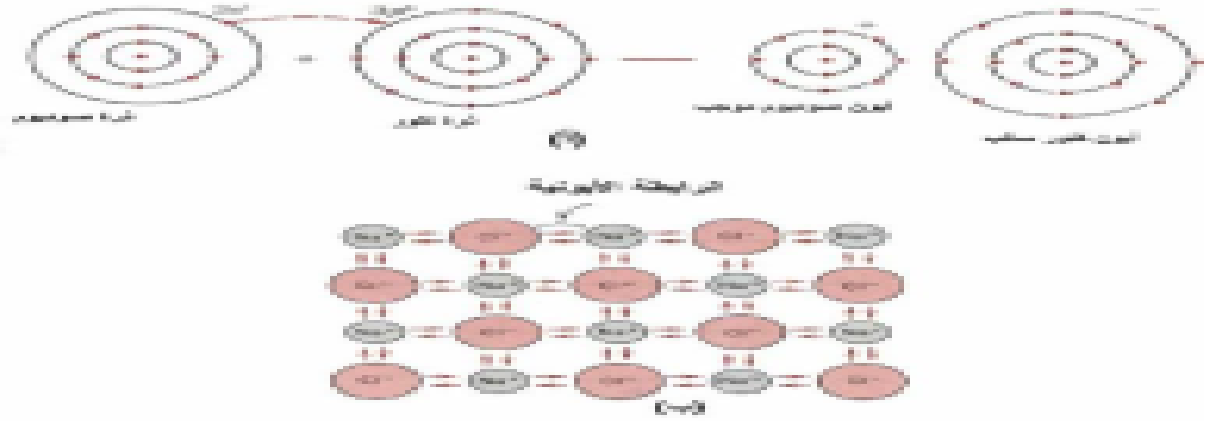
اما **اللافلزات** فإن عدد الكترونات التكافؤ كبير فهي تعمد الى اكتساب الإلكترونات.

مثال على الرابطة الأيونية: الرابطة في كلوريد الصوديوم بين الصوديوم (Na^+ ، فلز) والكلور (Cl^- ، لا فلز) هي رابطة ايونية.

$$Na^{11} \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

$$Cl^{17} \longrightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

من الملاحظ أن الصوديوم يمتلك الكترون واحد في المدار الاخير والكلور لديه ٧ الكترونات فلذلك يعمد الصوديوم الى فقد الإلكترون ويصبح المدار الخارجي له والكلور مشبع بثمان الكترونات.



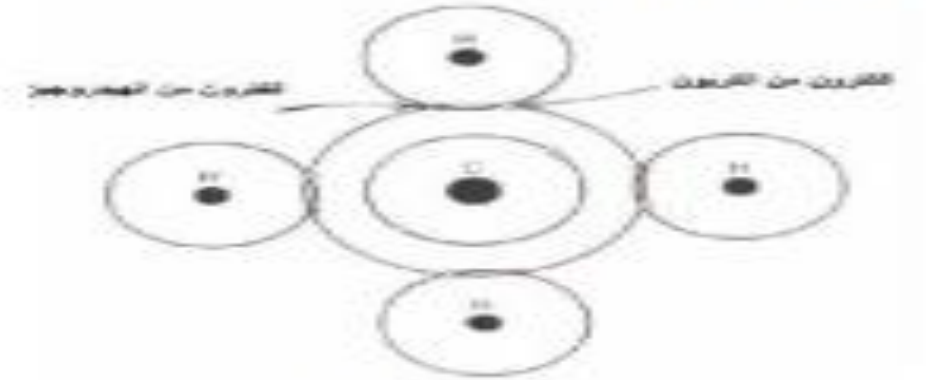
شكل (١ — ١) الرابطة الأيونية

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 أربعة إلكترونات في المدار الخارجي والهيدروجين (H) لديه إلكترون واحد وعند ترابط أربع ذرات هيدروجين مع ذرة كربون برابطة تساهمية يصبح المدار الخارجي لكلا العنصرين مشبع.

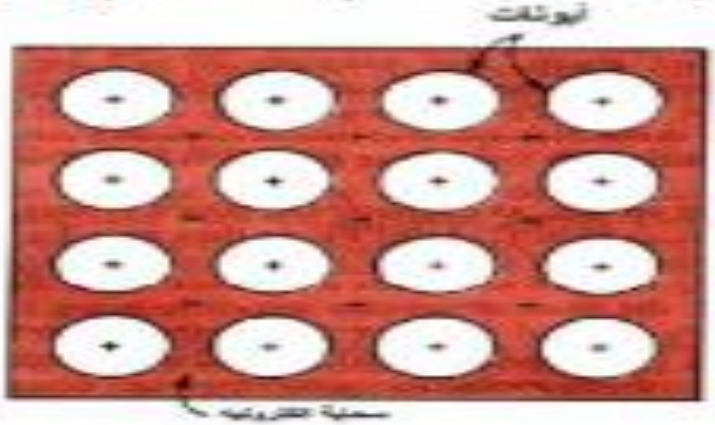
C^6 --- $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

H^1 --- $1s^1$



شكل (١-٢) 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 أيونات موجبة، وتكون الإلكترونات سحابة إلكترونية تعمل على ربط الأيونات الموجبة ببعضها. وقد تكون هذه الارتباطة ضعيفة كما في الزئبق وبالتالي فإن درجة إنصهاره منخفضة (-٣٩°م) اما في التنجستن الذي درجة إنصهاره عالية (٣٤١٠°م) فالرابطة قوية.



شكل (١-٣) الرابطة الفلزية (المعدنية)