[٦] الباب السادس :

طرق الاتحاد الكيماوى واشكالها

chemical union and structure

[٦ ـ ١] عـام :

علمنا مما تقدم أن كلاً من ذرتى النيون والأرجون تحتوى على عدد ٨ إلكترون فى المدار الخارجى لها .

ويعنى هذا أن ذلك البناء الذرى مستقر تماماً ومن الصعب جداً تغييره ، ونتيجة لذلك فإن كلاً من هذين الغازين ، خامل كيمياوياً وتوجد صعوبة بالغة فى تكوين أى منهما لمركبات مع المواد والعناصر الأخرى .

وكمثال للغازات الخاملة (النبيلة) noble gases ، غاز الهيليوم ذو ٢ إلكترون .

وتميل العناصر الأخرى الغير مستقرة إلى الاستقرار وذلك بأن يكتمل المدار الخارجى لها بالإلكترونات بحيث يُصبح ذا ثمانى إلكترونات octet of electrons (بناء ثمانى من الإلكترونات) ، أو ثنائية الإلكترونات (duplet) .

وطبقاً لهذا المبدأ العام ، فإن المواد تتحد مع بعضها فى صورتين رئيسيتين من صور الإتحاد وهما :

١ ــ الترابط الأيونى electrovalent or (ionic) type

٢ ــ الترابط التساهمى Covalent type

obeikandl.com

[٦ ـ ٢] رباط التكافؤ الكهربى Electrovalent bonding :

فى هذا النظام ، تفقد الذرة إلكترونا أو أكثر من مدارها الخارجى (الغلاف الخارجى) عدداً من الإلكترونات يساوى عددياً تكافؤ مادة هذه الذرة .

حيث تعبر إلى المدار الخارجى لذرة أو ذرات من المادة الأخرى وبذلك يصبح المدار الخارجى لكل من المادتين مُكتمل العدد مثل الغازات النبيلة أو الخاملة .

إلا أن الذرات التى فقدت إلكترونات تصبح أيونات موجبة الشحنة لزيادة عدد البروتونات بنواتها بينما الذرات التى اكتسبت إلكترونات ، تصبح أيونات سالبة الشُحنة من زيادة عدد الإلكترونات بها .

فمثلاً : كلوريد الصوديوم :

كلوريد الصوديوم :

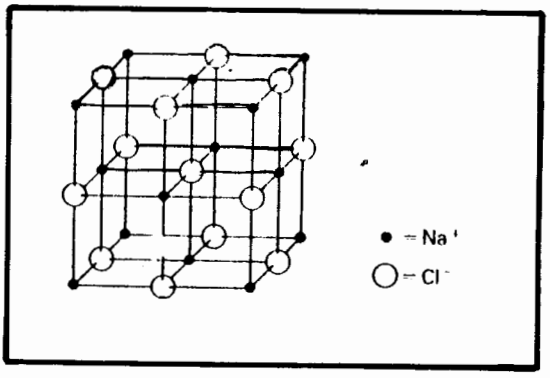
	ذرة الصوديوم		ذرة الكلور	
قبل الاتحاد	بروتونات	إلكترونات	بروتونات	إلكترونات
	١١	٢ ، ٨ ، ١	١٧	٢ ، ٨ ، ٧
بعد الاتحاد	١١	٢ ، ٨ ، ٠	١٧	٢ ، ٨ ، ٨

ويُصبح كل من الأيونين مستقراً ، تماماً مثل الغازات الخاملة .

ونتيجة التجاذب بين الشحنات المختلفة للأيونات الموجبة الشحنة والأخرى ، سالبة الشحنة Cl^- , Na^+ فإن الأيونات تنظم نفسها فى شكل جاسىء ، صلب يعرف بالبللورة Crystal ويكون الاتحاد الكيميائى فى الصورة الأيونية لكلوريد الصوديوم $Na^+ Cl^-$ أى ربط أو جمع آيونات الصوديوم والكلور فى أعداد متساوية .

وطريقة الترابط الأيونية هذه يمكن توضيحها بالرسم كما بالشكل (٦ ــ ١) .

obeikandi.com



حيث تتبلور أيونات الصوديوم والكلور فى شكل مكعب ، الوجه الأمامى منه يكون مركزه مشغولاً بأيون صوديوم .

وفى الشكل نجد أن الأربعة أركان للوجه يتم شغلها بأيونات صوديوم موجبة Na^+ مع أربعة أيونات سالبة للكلوريد Cl^- موزعة بانتظام فيما بينهم .

وفى الوجه الثانى نجد أن أوضاع الأيونات قد انعكس ، حيث تشغل الأيونات السالبة Cl^- مكان الأيونات الموجبة فى الوجه السابق ويوزع فيما بينها بانتظام أربعة أيونات موجبة للصوديوم Na^+ وهكذا بالتبادل ،

وتكون قوى التجاذب فيما بين الأيونات كبيرة ، الحركة الأيونية الوحيدة الموجودة ، تكون فى صورة بعض الذبذبات .

وبذلك يظهر الناتج كلوريد الصوديوم فى صورة صلبة ويكون توصيله الكهربى مُعدم (كمية مهملة) .

وكمثال آخر لهذه الرابطة ، كل من كلوريد الكالسيوم وأكسيد الكالسيوم كمركبات بالرابطة الأيونية .

ففى أيون الكالسيوم ، نجد أن البروتونين الزائدين بالنواة ، ينشأ عنهما شحنة موجبة مضاعفة (مزدوجة) .

فى حين أنه فى كل أيون كلوريد ، نجد أن الإلكترون الزائد ، ينشأ عنه شحنة سالبة مفردة أى $Ca^{2+}\ 2CL^-$.

كلوريد الكالسيوم :

	ذرة كالسيوم (عدد ٢)	ذرتى كلور
قبل الاتحاد	بروتونات إلكترونات ٢٠ ٢ ، ٨ ، ٨ ، ٢ تعبر إلكترونات التكافؤ هذه إلى ذرات الكلور	بروتونات إلكترونات ١٧ ٢ ، ٨ ، ٧ ١٧ ٢ ، ٨ ، ٧
بعد الاتحاد	أيون كالسيوم (+٢) بروتونات إلكترونات ٢٠ ٢ ، ٨ ، ٨	أيونى كلوريد (−) بروتونات إلكترونات ١٧ ٢ ، ٨ ، ٨ ١٧ ٢ ، ٨ ، ٨

أكسيد الكالسيوم :

	ذرة كالسيوم	ذرة أوكسجين
قبل الاتحاد	بروتونات إلكترونات ٢٠ ٢ ، ٨ ، ٨ ، ٢ تعبر إلكترونات التكافؤ هذه إلى ذرة الأكسجين	بروتونات إلكترونات ٨ ٢ ، ٦
بعد الاتحاد	أيون كالسيوم (+٢) بروتونات إلكترونات ٢٠ ٢ ، ٨ ، ٨	أيون أوكسجين (−٢) بروتونات إلكترونات ٨ ٢ ، ٨

ويكون لأيون الكالسيوم شحنة مزدوجة موجبة Ca^{2+} لفقده لعدد ٢ إلكترون يؤديان بدورهما إلى تكون أيون الأوكسجين ذو الشحنة السالبة المزدوجة O^{2-} ويكون المنتج $Ca^{2+}\ O^{2-}$.

وبالمثل فإن أكسيد المغنسيوم يعتبر مركباً بالرابطة الأيونية مثله مثل أكسيد الكالسيوم تماماً .

ويكون التركيب البللورى لأكسيد المغنسيوم مشابهاً لتركيب كلوريد الصوديوم حيث تشغل أيونات المغنسيوم والأوكسيد محل أيونات الصوديوم والكلوريد على الترتيب .

[٦ ـ ٣] خواص الرابطة الأيونية :

(١) لا تحتوى المركبات الأيونية أى جزيئات فهى تتكون من استقطاب مُتجمع من أيونات مختلفة الشحنة .

وإذا ما تم صهرها أو أُذيبت فى الماء لجعل هذه الأيونات متحركة mobile ، فإنها تقوم بتوصيل الكهرباء وبذلك تصبح **محاليلاً** كهربية electrolytes .

(٢) تكون مركباتها صلبة ولا تتبخر بسهولة .

(٣) عادة لا تذوب فى المُذيبات العضوية مثل الفينيل ميتان phenylmethan ولا فى البنزين benzene (أو البنزول) Benzol فالأملاح والقلويات والقواعد مركبات ذات رابطة أيونية وكذلك الأحماض عندما تكون فى الماء .

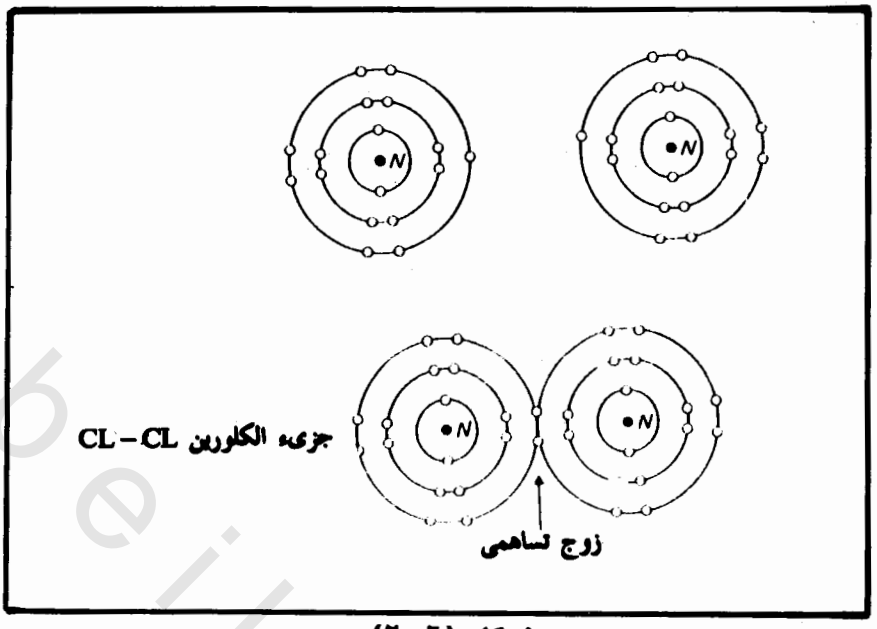
[٦ ـ ٤] الرابطة التساهمية Covalent bonding :

فى هذا النوع من الاتحاد فإن الإلكترونات لا تفقدولا تكتسب فعلاً بالمعنى المفهوم للذرات المعنية ، إلا أنها تكون فى وضع تساهم (مشترك) shared state .

فإذا اعتبرنا ذرتى كلور $_{17}Cl^{35}$ أ، $_{17}Cl^{37}$ فإن توزيع الإلكترونات بالمدار الخارجى = 2, 8, 7 [الأول ٢ ، الثانى ٨ ، الثالث ٧] .

أى أن المدار الخارجى يتبقى له عدد واحد إلكترون لكى يكتمل ويصبح ٨ فإن الترابط بين هاتين الذرتين يكون كما بالشكل (٦ ــ ٢) .

بحيث يكتمل المدار الخارجى لكل من الذرتين **ويلاحظ أن العدد** الكلى للإلكترونات بالمدارين الخارجيين للذرتين هو ١٤ إلكترون (٧ + ٧) إلا



شكل (٦ـ٢)

أنه بعد الترابط يصبح ١٦ إلكترون (٨ + ٨) أى أن الـ ١٤ إلكترون قد قاما بعمل ١٦ إلكترون .

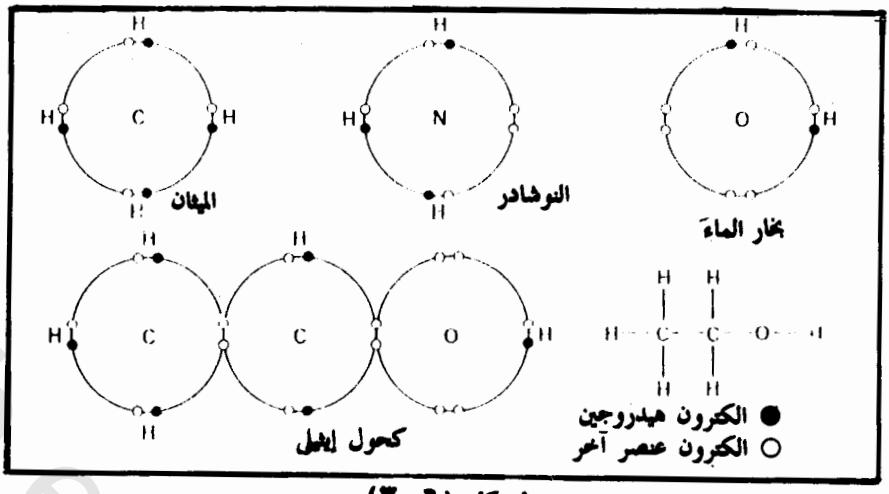
وهنا تتكون الجزيئات (ذرة أو أكثر من العنصر) وليس الأيونات كما فى النوع السابق) (الرابطة الأيونية) .

ويكون كل من إلكترونى الربط ، واقعاً تحت تأثير نواتين للكلور وليس نواة واحدة (قبل الاتحاد) .

ويُظهر شكل (٦ ــ ٣) ، أمثلة أُخرى للجزيئات التى تتكون بالرابطة التساهمية ، كما أوضحنا .

حيث يشترك إلكترون فى ذرتى المادة وتكون كل الذرات الناتجة ذات مدارات خارجية مكتملة (٢ أو ٨ إلكترون) .

حيث يُمثل كل زوج مُساهم shared – pair (بشرطة) فى الصيغة الكيميائية له . وذلك كما يتضح من صيغة الإيثانول (كحول إيثيلى)



شكل (٦-٣)

[٦-٥] خواص الرابطة التساهمية :

(١) تتكون المركبات التساهمية من جزيئات ولا تحتوى على أيونات وهى غير قادرة على التوصيل الكهربى وبذلك فهى لا إلكتروليتية .

(٢) والمركبات التساهمية البسيطة عبارة عن غازات أو سوائل متطايرة . مثل الأمونيا ammonia وثانى أوكسيد الكربون Carbon dioxide والإيثانول ethonol (الكحول الإيثيلى) .

وذلك ، لأن جزيئاتها متعادلة كهربياً ويكون بينها قوى جذب صغيرة .

بينما فى المركبات التساهمية الأكثر تعقيداً مثل النفتالين naphthalene فإن النواة الموجبة للجزىء وإلكترون جزىء آخر يقومان بعملية جذب فيما بينهما ، وعند تقارب الجزيئين فإن قوى التجاذب والطرد ، تتعادل فى تكوين البللورة .

وتعرف هذه القوى يقوى فان درفال van der walls forces وهى صغيرة جداً وتكون البللورات هنا ، ذات نقطة انصهار منخفضة فمثلاً النفتالين ينصهر عند ٨١°م وذلك مقارنة بالبللورات فى الرابطة الأيونية مثل :

كلوريد الصوديوم $Na^+ Cl^-$ حيث ينصهر عند (٨٠١°م) .

(٣) المركبات التساهمية تكون عادة قابلة للذوبان فى المذيبات العضوية التساهمية مثل البنزين أو ثانى كبريتيد أوكبريتورالكربون benzene, Carbon disulphide