

طرق الاتحاد الكيماوى واشكالها

chemical union and structure

[٦ - ١] عام :

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 ، حامل كيميائياً وتوجد صعوبة بالغة فى تكوين أى منهما لمركبات مع المواد والعناصر الأخرى .

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

وتميل العناصر الأخرى الغير مستقرة إلى الاستقرار وذلك بأن يكتمل المدار الخارجى لها بالإلكترونات بحيث يصبح 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 الاتحاد وهما :

electrovalent or (ionic) type

١ - الترابط الأيونى

Covalent type

٢ - الترابط التساهمى

[٦ - ٢] رباط التكافؤ الكهربى *Electrovalent bonding* :

فى هذا النظام ، تفقد الذرة إلكترونات 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 الشحنة من زيادة عدد الإلكترونات بها .

فمثلاً : كلوريد الصوديوم :

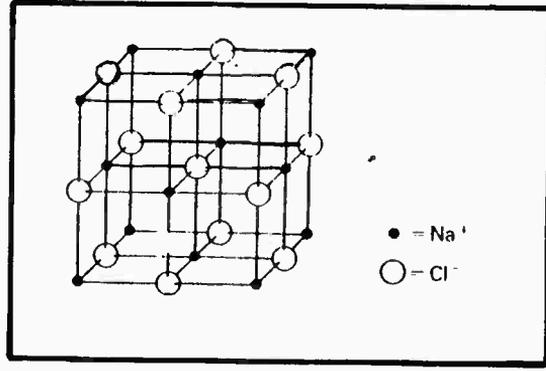
كلوريد الصوديوم :

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

ويُصبح كل من الأيونين مستقراً ، تماماً مثل الغازات الخاملة .

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

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



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

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

وفي الوجه الثاني نجد أن أوضاع الأيونات قد انعكس ، حيث تشغل الأيونات السالبة Cl^- مكان الأيونات الموجبة في 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 في صورة بعض الذبذبات .

وبذلك يظهر الناتج كلوريد الصوديوم في صورة صلبة ويكون توصيله الكهربى مُعَدَم (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) .

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

كلوريد الكالسيوم :

ذرتي كلور		ذرة كالسيوم (عدد ٢)		قبل الاتحاد
إلكترونات	بروتونات	إلكترونات	بروتونات	
٧ ، ٨ ، ٢	١٧	٢٠	٢٠	
٧ ، ٨ ، ٢	١٧	تعبّر إلكترونات التكافؤ هذه إلى ذرات الكلور		
أيوني كلوريد (-)		أيون كالسيوم (٢+)		بعد الاتحاد
إلكترونات	بروتونات	إلكترونات	بروتونات	
٨ ، ٨ ، ٢	١٧	٨ ، ٨ ، ٢	٢٠	
٨ ، ٨ ، ٢	١٧			

أكسيد الكالسيوم :

ذرة أوكسجين		ذرة كالسيوم		قبل الاتحاد
إلكترونات	بروتونات	إلكترونات	بروتونات	
٦ ، ٢	٨	٢٠	٢٠	
		تعبّر إلكترونات التكافؤ هذه إلى ذرة الأوكسجين		
أيون أوكسجين (٢-)		أيون كالسيوم (٢+)		بعد الاتحاد
إلكترونات	بروتونات	إلكترونات	بروتونات	
٨ ، ٢	٨	٨ ، ٨ ، ٢	٢٠	

ويكون لأيون الكالسيوم شحنة مزدوجة موجبة Ca^{2+} لفقده لعدد ٢ إلكترونين 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 - 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 أذيت 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 ميثان phenylmethan ولا فى البنزين benzene (أو البنزول Benzol) فالأملاح والقلويات والقواعد مركبات ذات رابطة أيونية وكذلك الأحماض عندما تكون فى الماء .

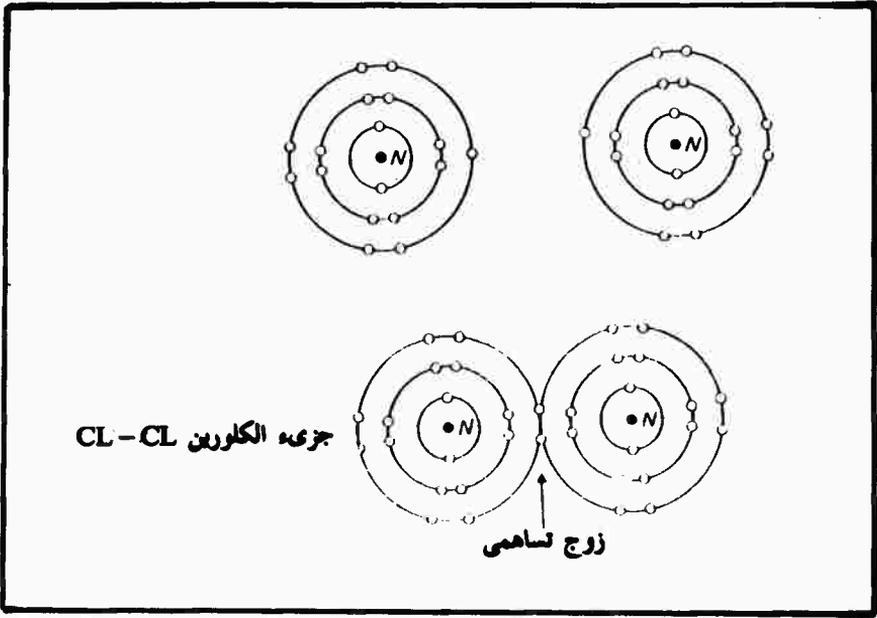
[٦ - ٤] الرابطة التساهمية Covalent bonding :

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

فإذا اعتبرنا ذرتى كلور $^{35}_{17}\text{Cl}$ ، $^{37}_{17}\text{Cl}$ 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 - ٢) .

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



شكل (٦-٢)

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

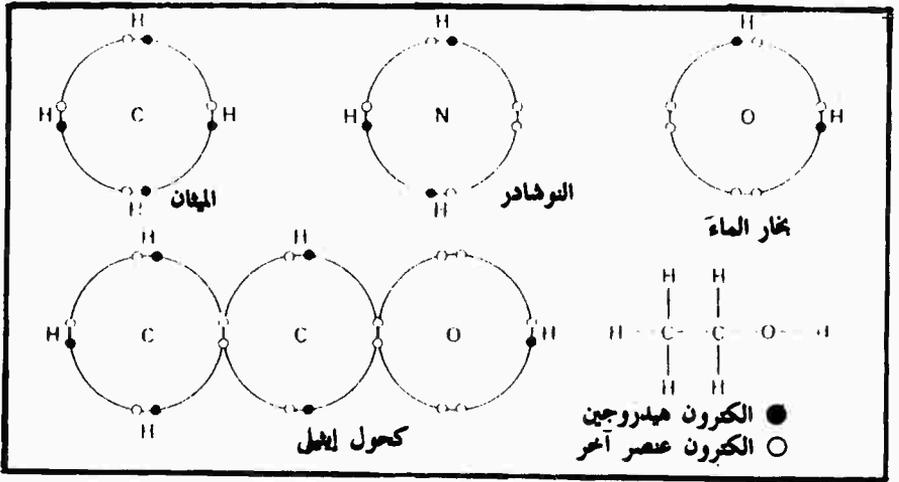
وهنا تتكون الجزيئات (ذرة أو أكثر من العنصر) وليس الأيونات كما في النوع السابق (الرابطة الأيونية) .

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

ويُظهر شكل (٦ - ٣) ، أمثلة أخرى للجزيئات التي تتكون بالرابطة التساهمية ، كما أوضحنا .

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

حيث يُمثل كل زوج مُساهم shared-pair (بشرطة) في الصيغة الكيميائية له . وذلك كما يتضح من صيغة الإيثانول (كحول إيثيلي)



شكل (٦-٣)

[٥ - ٦] خواص الرابطة التساهمية :

- (١) تتكون المركبات التساهمية من جزيئات ولا تحتوى على أيونات وهى غير قادرة على التوصيل الكهربى وبذلك فهى لا إلكتروليزية .
- (٢) والمركبات التساهمية البسيطة عبارة عن غازات أو سوائل متطايرة . مثل الأمونيا ammonia وثانى أو أكسيد الكربون Carbon dioxide والإيثانول ethonol (الكحول الإيثيل).

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

بينما فى المركبات التساهمية الأكثر تعقيداً مثل النفتالين naphthalene فإن النواة الموجبة للجزء والكربون جزئى آخر يقومان بعملية جذب فيما بينهما ، وعند تقارب الجزيئين فإن قوى التجاذب والطرده ، 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 أو كبريتورالكربون benzene, Carbon disulphide