الباب الثانى

الروابط الكيميائية
The Chemical Bonds

البـــاب الثانـــى

الروابط الكيميائية
The Chemical Bonds

النظرية الإلكترونية للتكافؤ .

الرابطة الأيونية .

خواص المركبات الأيونية .

الرابطة التساهمية .

خواص المركبات التساهمية .

القطبية فى المركبات التساهمية .

قواعد فاجان لتعيين درجة الرابطة التساهمية .

الرابطة التناسقية .

خواص المركبات التناسقية .

الرنين .

الرابطة المعدنية .

الرابطة الهيدروجينية .

الأسئلة .

النظرية الإلكترونية للتكافؤ :

بعد إكتشاف تركيب الذرة تمكن العالمان كوسيل ولويس من وضع الأسس الأولى لنظرية التكافؤ وتتلخص فيما يلى :

١ - الإلكترونات التى تشغ الغلاف الخارجى من الذرة وهى أضعف الإلكترونات إرتباطا بالذرة تسمى إلكترونات التكافؤ ويسمى غلافها بإسم غلاف التكافؤ ولا يمكن أن يحمل هذا الغلاف أكثر من ثمانية إلكترونات .

٢ - العناصر الخاملة غلاف التكافؤ بها يحتوى على ثمانية إلكترونات فيما عدا الهليوم الذى يحتوي على إلكترونين فقط . وعلى ذلك فإن التركيب الثمانى لغلاف التكافؤ يمثل النظام الإلكترونى الثابت .

٣ - إذا إحتوى غلاف التكافؤ على عدد من الإلكترونات أقل من ثمانية يكون العنصر نشط وفى هذه الحالة تكيف الذرة نفسها عن طريق الإتحاد مع غيرها لتصل إلى النظام الإلكترونى الثابت بالطرق الآتية :

أ - العناصر التى يحتوى غلاف تكافؤها على عدد من الإلكترونات أقل من أربعة تميل إلى فقد هذه الإلكترونات فى التفاعلات الكيميائية وتصبح ذراتها أيونات موجبة وهذه العناصر تشمل الفلزات.

ب - العناصر التى يحتوى غلاف تكافؤها على عدد من الإلكترونات من خمسة إلى سبعة تميل غالبا إلى إكتساب إلكترونات من ذرات عناصر أخرى فى التفاعل الكيميائى لتكمل غلافها وتصبح ذراتها أيونات سالبة وهذه العناصر تشمل اللافلزات . ونستنتج من ذلك أن الفلزات تتحد مع اللافلزات برباط أيونى أو كهربى ويكون التكافؤ فى هذه الحالة تكافؤ أيونى أو كهربى .

جـ - يستطيع إثنين أو أكثر من ذرات اللافلزات أن يكملا ثمانيات بعضها البعض بالمشاركة بينهما فى زوج أو أكثر من الإلكترونات ويسمى الرباط بينهما بالرباط التساهمى أو غير الأيونى . ويكون التكافؤ فى هذه الحالة تساهمى .

د - العناصر التى يحتوى غلاف تكافؤها على أربعة إلكترونات غالبا ما تشارك بها ذرات أخرى فى أغلفة التكافؤ ليكمل كلا منها غلاف الآخر وأحيانا تفقد إلكترونات اذا كان حجم الذرة كبيراً ، ونادراً ما تكتسب إذا كان حجم الذرة صغيراً ، لذا تجمع هذه العناصر فى خواصها بين الصفات الفلزية واللافلزية . وعلى ذلك يمكن تعريف تكافؤ العنصر كما يلى :

(تكافؤ العنصر هو عدد الإلكترونات التى تفقدها أو تكتسبها ذرته أو التى تشارك بها ذرات أخرى لتصل إلى النظام الإلكترونى الثابت) .

ومن النظرية الإلكترونية للتكافؤ يمكن إستنتاج ما يأتى :

١ - الأيون هو ذرة فقدت أو إكتسبت إلكترون أو أكثر فإذا فقدت تصبح أيون موجب (كاتيون) وإذا إكتسبت تصبح أيون سالب (أنيون) ويحمل الأيون عددا من الشحنات يساوى عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة .

٢ - النشاط الكيميائى للعنصر الفلزى يتوقف على سهولة فقد ذرته لإلكترونات التكافؤ لتكوين الأيون الموجب . ويتوقف ذلك على ما يلى :

(أ) عدد إلكترونات التكافؤ :

فكلما قل العدد زاد النشاط : ومثال ذلك ذرة الصوديوم أكثر نشاطا من ذرة المغنسيوم لأنها عندما تفقد إحداهما يزداد جذب النواة للإلكترون الثانى فيصعب فقده ويحتاج إلى طاقة أكثر .

(ب) حجم الذرة :

فكلما زاد حجم الذرة قل جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيسهل إنفصالها ويسهل تكوين الأيون : ومثال ذلك ذرة البوتاسيوم أكثر نشاطا من ذرة الصوديوم لأن حجمها أكبر .

(جـ) عدد إلكترونات الغلاف ما قبل الأخير :

فإذا إحتوى على ثمانية إلكترونات يعمل الغلاف كعازل يقلل جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيسهل إنفصالها ، ومثال ذلك : ذرة البوتاسيوم أكثر نشاطا من ذرة النحاس لأن الغلاف ما قبل الأخير يعمل عازلا .

٣ – النشاط الكيميائى للعنصر اللافلزى يتوقف على سهولة إكتساب ذرته لإلكترونات التكافؤ أى سهولة تكوين الأيون السالب ويتوقف ذلك على ما يأتى :

(أ) عدد الإلكترونات التى تحتاجها الذرة لتكمل غلاف التكافؤ :

فكلما قل العدد زاد النشاط . ومثال ذلك ذرة الفلور أكثر نشاطا من ذرة الأكسجين لأن الأولى تحتاج إلى إلكترون واحد يسهل على النواة جذبه . أما الثانية فتحتاج إلى إلكترونين فعندما تكتسب الذرة الإلكترون الأول يقل جذبها للإلكترون الثانى لأن شحنتها تصبح سالبة ولذا يحتاج الإلكترون الثانى إلى طاقة ليدخل غلاف التكافؤ .

(ب) حجم الذرة :

فكلما صغر حجم الذرة سهل على النواة جذب إلكترونات التكافؤ فمثلا ذرة الفلور أكثر نشاطا من ذرة الكلور لأن حجمها أصغر .

الرابطة الأيونية : Ionic Bond

هذه الرابطة تحدث نتيجة إنتقال إلكترونات التكافؤ من ذرات عنصر (فلز) وتصبح بذلك أيونا موجبا (كاتيون) إلى ذرات عنصر آخر (لافلز) وتصبح بذلك أيونا سالبا . ويتم التجاذب الكهربى بينهما وتتكون الجزيئات . ولابد أن تكون عند أحدهما قابلية فقد بعض إلكترونات المدار الأخير لتصبح موجبة الشحنة . وفى حين تكون الذرة الأخرى ذات قابلية لإكتساب إلكترونات لتكمله المدار الأخير وبذلك تصبح سالبة الشحنة وأيضا عند حدوث هذا النوع من الروابط لا بد أن يكون هناك إتزان بين عدد الإلكترونات المفقودة وعدد الإلكترونات المكتسبة . وهناك أمثلة توضح الرابطة الأيونية كالتالى :

١ - إتحاد الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم :

عند النظر إلى التركيب الإلكترونى لكل من ذرة الصوديوم والكلور نجد أن المدار الأخير لذرة الصوديوم به إلكترون واحد . كما أن المدار الأخير لذرة الكلور به سبعة إلكترونات . وبهذا تفقد ذرة الصوديوم إلكترون المدار الأخير ليكون لها تركيب غاز النيون الخامل وتتحول إلى أيون موجب . أما الكلور فيكتسب الإلكترون المفقود ليكون له تركيب غاز الأرجون الخامل ؛ ويتحول إلى أيون سالب . ثم تنجذب الأيونات الموجبة والسالبة إلى بعضها البعض بفعل المجالات المتولدة وتصطف بجانب بعضها ضمن إطار بلورى مكونة بلورات مكعبة الشكل .

(Na) $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^1$ ↘

(Cl) $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^5$

$Na + E_1$ (1.5 فولت) $\xrightarrow{\text{أكسدة}} Na^+ \bar{e}$

طاقة ذرة

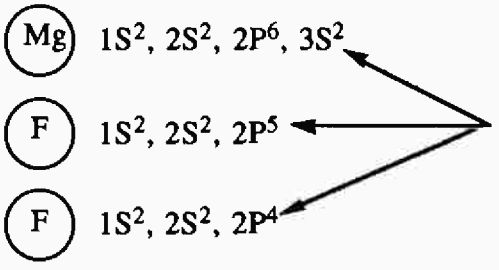
$Cl + \bar{e} \xrightarrow{\text{اختزال}} Cl^- + E_2$ (3.8 فولت)

$Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl$ (كلوريد الصوديوم)

أيون أيون
سالب موجب

٢ - إتحاد الماغنسيوم مع الفلور لتكوين فلوريد الماغنسيوم :

نلاحظ أن ذرة الماغنسيوم فقدت إلكترونين لتصبح أيون ماغنسيوم وعليه شحنتين موجبتين ويتوزع هذين الإلكترونين على كلا من ذرتى الفلور أي أن كل ذرة من الفلور تأخذ إلكترون وتتحول إلى أيون سالب .



$Mg - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{++}$

$2F + 2e^- \rightarrow 2F^-$

$\therefore Mg^{++} + 2F^- \rightarrow MgF_2$ (كلوريد الماغنسيوم)

٣ - إتحاد الماغنسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الماغنسيوم :

فى هذا المثال فقدت ذرة الماغنسيوم إلكترونين لتصبح أيونا عليه شحنتين موجبتين كما فى المثال السابق . بينما تكتسب ذرة الأكسجين هذين الإلكترونين لتصبح أيون أكسجين عليه شحنتين سالبتين :

(Mg) $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2$

(O) $1S^2, 2S^2, 2P^4$

$Mg - 2\bar{e} \rightarrow Mg^{++}$

$O + 2\bar{e} \rightarrow O^{--}$

$\therefore Mg^{++} + O^{--} \rightarrow MgO$ (أكسيد الماغنسيوم)

٤ - إتحاد الكالسيوم مع الفلور لتكوين فلوريد الكالسيوم :

تفقد ذرة الكالسيوم إلكترونين وتتحول إلى أيون الكالسيوم وعليه شحنتين موجبتين ، بينما تكتسب كلا من ذرتى الفلور إلكترون وتتحول إلى أيون الفلور وعليه شحنة سالبة :

(Ca) $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 4S^2$

(F) $1S^2, 2S^2, 2P^5$

(F) $1S^2, 2S^2, 2P^5$

$Ca - 2\bar{e} \rightarrow Ca^{++}$

$2F + 2\bar{e} \rightarrow 2F^{-}$

$Ca^{++} + 2F^{-} \rightarrow CaF_2$ (كلوريد الكالسيوم)

٥ - إتحاد الكالسيوم مع الكبريت لتكوين كبريتيد الكالسيوم :

فى هذا المثال تفقد ذرة الكالسيوم إلكترونين وتتحول إلى أيون الكالسيوم وعليه شحنتين موجبتين . بينما تكتسب ذرة الكبريت هذين الإلكترونين وتتحول إلي أيون الكبريت وعليه شحنتين سالبتين :

(Ca) $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^6, 4S^2$

(F) $1S^2, 2S^2, 2P^6, 3S^2, 3P^4$

$Ca - 2\bar{e} \rightarrow Ca^{++}$

$S + 2e \rightarrow S^{--}$

$Ca^{++} + S^{--} \rightarrow CaS$ (كلوريد الكالسيوم)

خواص المركبات الأيونية :

توصل التيار الكهربى .

درجة إنصهارها وغليانها مرتفعة وذلك لأن معظمها مواد صلبة .

تذوب بسهولة فى مذيبات ذات ثابت عزل مرتفع .

غالبا ما تكون هشة لأن الضغط العالى يزيح الأيونات المتشابهة فى جانب والأخرى فى جانب آخر وبالتالى يحدث تنافر بين الأيونات المتشابهة وتتحطم البلورة .

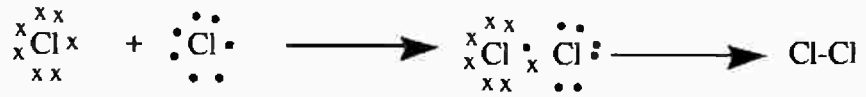
الرابطة التساهمية : Covalent Bond

تتميز هذه الرابطة بأن الإلكترونات تكون مشتركة بين الذرات المكونة للرابطة ، ولا تحدث عملية الانتقال الإلكترونى ، وتكون هذه الرابطة بين اللافلزات ، ومن المعروف أن جهد تأين اللافلزات مرتفع ولذلك يصعب جدا فقدانها للإلكترونات . حيث تشارك كلا من الذرتين فى زوج أو أكثر من الإلكترونات التى تكمل غلاف التكافؤ ، ويلاحظ أن الذرة لا تشارك إلا بعدد الإلكترونات التى تحتاجها فمثلا ذرة ينقصها إلكترون تساهم مع الذرة الأخرى بالكترون واحدة ويمكن تقسيم الرابطة التساهمية من حيث عدد أزواج الإلكترونات بين الذرتين إلى ثلاثة أنواع :

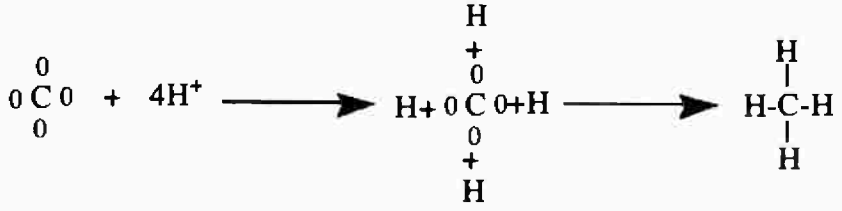
أ - الرابطة التساهمية الفردية :

وهى المشاركة بين الذرتين المتحدتين فى زوج من الإلكترونات وفيه تساهم كل ذرة بإلكترون واحد وأمثلة ذلك :

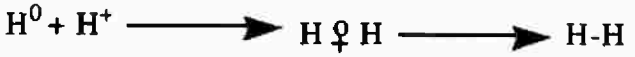
١ - إتحاد ذرتين من الكلور لتكوين جزىء الكلور :



٢ - إتحاد الكربون مع الهيدروجين لتكوين غاز الميثان :



٣ - إتحاد ذرتين من الهيدروجين لتكوين جزىء الهيدروجين :

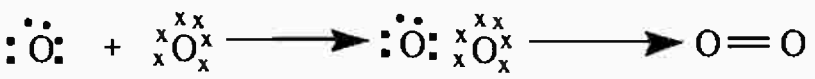


٤ - إتحاد ذرتين من اليود لتكوين جزىء اليود :

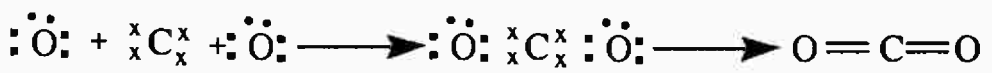
ب - الرابطة التساهمية الزوجية :

هى المشاركة بين الذرتين فى زوجين من الإلكترونات وفيها تساهم كل ذرة بإلكترونين وأمثلة ذلك :

١ - إتحاد ذرتين أكسجين لتكوين جزىء الأكسجين :



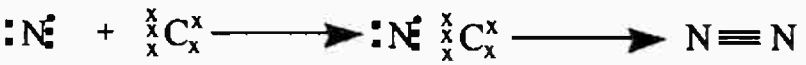
٢ - إتحاد الكربون مع ذرتين من الأكسجين لتكوين جزىء ثانى أكسيد الكربون :



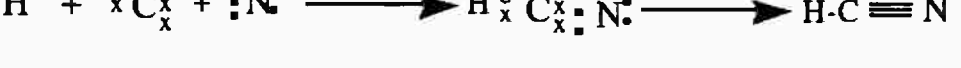
جـ - الرابطة الثلاثية :

وهى المشاركة بين الذرتين فى ثلاث أزواج من الإلكترونات وأمثلة ذلك :

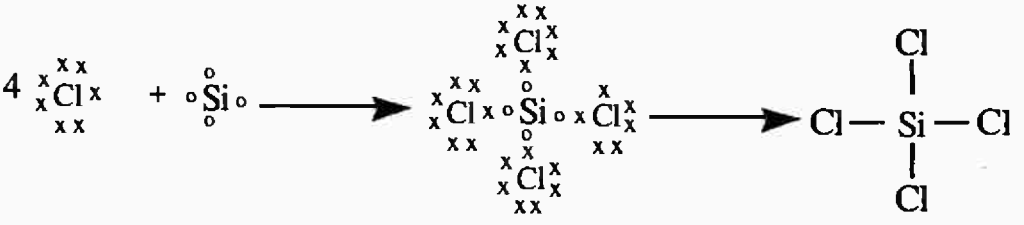
١ - إتحاد ذرتين من النيتروجين لتكوين جزىء نيتروجين :



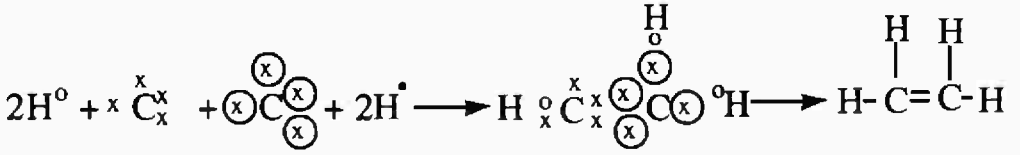
٢ - إتحاد النيتروجين والكربون والهيدروجين لتكوين سيانيد الهيدروجين :



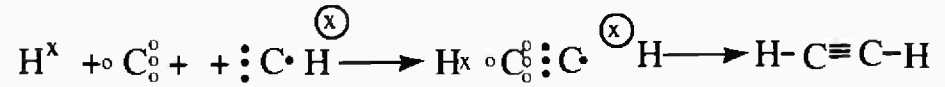
وهناك أمثلة أخرى على هذه الرابطة التساهمية منها : تكوين رابع كلوريد السيليكون حيث تشارك أربع ذرات من الكلور مع ذرة من السيليكون كما يلى :



وأيضًا تكوين جزىء الإيثين من إتحاد الكربون والهيدروجين :



وأيضًا تكوين جزىء الإستيلين من إتحاد الكربون والهيدروجين :



خواص المركبات التساهمية :

١ - لا تتكون من أيونات ولذا فهى لا توصل التيار الكهربى .

٢ - المركبات التساهمية إما أن تكون غازات أو مواد سائلة لها درجات غليان منخفضة أو مواد صلبة لها درجات إنصهار ودرجات غليات منخفضة .

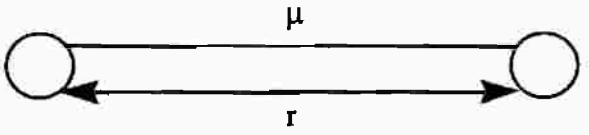
٣ - نظرا لأن المركبات التساهمية غير قطبية فإنها تكون عادة شحيحة الذوبان فى المذيبات القطبية مثل الماء .

القطبية فى المركبات التساهمية :

نرى فى جزىء الهيدروجين أو الكلور أن الرابطة التى تتكون بين ذرتين من نوع واحد أى لهما نفس السالبية الكهربية . فإننا نجد أن زوج الإلكترونات يكون منجذبا بدرجة واحدة من كلا الذرتين . ولكن فى حالة إختلاف السالبية الكهربية كما فى جزىء كلوريد الهيدروجين . فإننا نجد أن الجزىء يصبح له عزم ثنو قطبين فى الذرة التى هى أكثر سالبية . وفى هذه الحالة تسمى الرابطة بالرابطة التساهمية القطبية . حيث تحمل كلا من ذرتى الكلور والهيدروجين شحنة جزيئية سالبة وموجبة أى : δ^-Cl ، $H^{\delta+}$ والسبب في ذلك يرجع إلى قوة جذب نواة ذرة الكلور للإلكترونات التى هى أكثر من قوة جذب نواة ذرة الهيدروجين وذلك

لإختلاف عدد البروتونات فى الأنوية . وبالتالى فإن إلكترونات الرابطة تصبح محيطة بذرة الكلور غالبا وهذا يعنى أن الإختلاف فى السالبية الكهربية يعطى للرابطة التساهمية نوعا من الصفة الأيونية . وفى الواقع فإنه يصعب أن تكون رابطة أيونية نقية أو رابطة تساهمية نقية .

وعزم ثنائى القطب (μ) هو مقياس لترتيب الجزيئات عند وضعها فى مجال كهربائى وهو من الناحية العلمية يساوى حاصل ضرب الشحنات المختلفة فى المسافة التى تفصل بين الذرتين ورياضيا يكون :



$\mu = q \cdot r$ [متر^{2} . كولوم / ثانية]

حيث أن :

q : هى مقدار الشحنة على أى من الذرتين . r : هى المسافة الفاصلة بينهما بالسنتيمتر .

هذا وقد حددت النسبة المئوية للصفة الأيونية فى رابطة تساهمية بما يلى :

النسبة المئوية الأيونية = $(0,35\Delta 2 + 0,16\Delta) \times 100$

حيث (Δ) تمثل الإختلاف فى سالبية التكهرب للذرات المشتركة

وبالتعويض والحل رياضيا يمكن التأكد بأنه النسبة المئوية للصفة الأيونية فى رابطة تساهمية تبلغ (50 %) عندما يكون الفرق فى السالبية الكهربية بين الذرتين المكونتين للرابطة يساوى (1.7) .

قواعد فاجان لتعيين درجة الرابطة التساهمية :

وضع العالم فاجان قواعد لتعيين درجة الرابطة التساهمية فى مركب ما بحيث تزداد نسبة وجود الرابطة التساهمية فى مركب ما كلما كان :

١ - حجم الأيون كبيرا (حيث تزداد السحابة الإلكترونية) فمثلا فلوريد الماغنسيوم MgF_2 يوديد الماغنسيوم نجد أن حجم الفلور F = ١٫٣٦ A^0 بينما حجم أنيون اليود I^- = ٢٫١٦ A^0 وبذلك يكون يوديد الماغنسيوم هو المركب ذو الرابطة التساهمية الأكبر . وبالفعل نجد درجة إنصهار كلوريد الماغنسيوم ١٣٩٦°م بينما درجة إنصهار يوديد الماغنسيوم ٧٣٢° م .

٢ - كلما كان حجم الكاتيون صغيرا . حيث يزداد تركيز الشحنة الموجبة فى النواة فمثلا كلوريد البريليوم $BeCl_2$ وكلوريد الباريوم $BaCl_2$ نجد أن حجم البريليوم أصغرحيث يساوى ٣١ A^0 ومن هنا يكون كلوريد البريليوم يحتوى على رابطة تساهمية أكبر من كلوريد الباريوم . والدليل أن درجة إنصهار كلوريد الباريوم ٩٦٢°م بينما درجة رنصهار كلوريد البريليوم ٤٠٠°م .

٣ - كلما كانت الشحنة الموجبة على الكاتيون كبيرة فمثلا كلوريد الصوديوم NaCl ، وكلوريد اليتريوم YCl_3 نجد أن ذرة الصوديوم عليها شحنة موجبة أقل من ذرة اليتريوم . وعلى ذلك نجد أن كلوريد اليتريوم ذو رابطة تساهمية أكبر ، ونجد أن درجة إنصهار كلوريد الصوديوم ٨٠١° م بينما كلوريد اليتريوم ينصهر عند ٦٨٠°م .

٤ - إذا تشابه الأنيون فى مادتين وكان نصف قطر كل من الكاتيون فى الحالتين واحدا تقريبا فإن المركب الذى له تركيب إلكترونى غير مشابه للتركيب الإلكترونى لغاز خامل يكون له رابطة تساهمية أكبر.

مثال ذلك : المركبين كلوريد الصوديم وكلوريد النحاس كلاهما يحتوى على أنيون الكلور وذرة الصوديوم المتأين لها نصف قطر يساوى ٠٫٩٦ A^0 فكيف تميز بين المركب الأكثر تساهمية .

وفى هذه الحالة نجد التركيب الإلكترونى لذرة الصوديوم المتأينة هو :

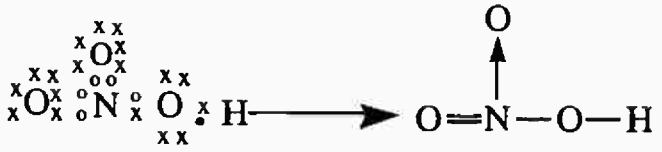
$Na^+ : 1S^2 . 2S^2 . 2P_x^2 . 2P_y^2 . 2P_z^2$

حيث تحتوى على عشرة إلكترونات وبذلك يكون تركيبها مشابه لغاز النيون أما النحاسوز فيحتوى على ٢٨ إلكترون وبالطبع لا يشبه تركيب أى غاز خامل وتبعا لقاعدة فاجان فإن كلوريد الصوديوم سيكون أكبر تساهمية من كلوريد النحاسوز ويتضح ذلك من درجة إنصهار كلوريد الصوديوم ٨٠١°م بينما درجة إنصهار كلوريد النحاسوز وهى ٤٢٢°م .

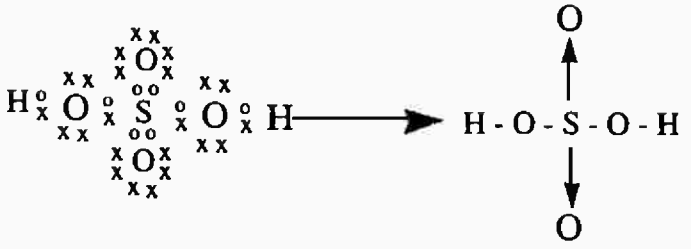
الرابطة التناسقية : Coordinate Bond

هذا النوع من الروابط نجد أن الإكلترونات المكونات للرابطة تابعان لذرة واحدة من الذرتين المكونتين للرابطة وليس بمشاركة إلكترون من كلاهما وتظهر هذه الرابطة بكثرة فى المركبات التى يوجد بها عناصر ثنائية أو ثلاثية التكافؤ خصوصا الأكسجين والكبريت والفسفور حيث تمتلك الذرة زوجا أو أكثر من أزواج الإلكترونات التى لا تشترك به مع أى ذرة أخرى إلا تحت ظروف معينة ، ويكون الزوج المشترك من جانب واحد أى من إحدى الذرتين المتحدين . والأمثلة على هذه الرابطة كما يلى :

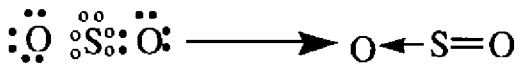
١ – تكون جزىء حمض النتريك :



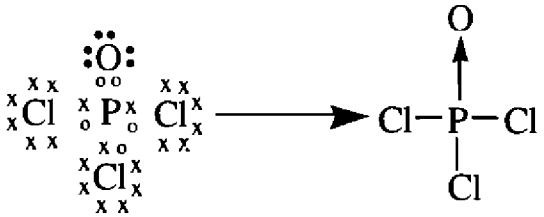
٢ – تكون جزىء حمض الكبريتيك :



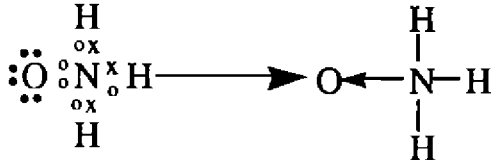
٣ – تكون جزىء ثانى أكسيد الكبريت :



٤ – تكون جزىء أو أكسيد ثالث كلوريد الفوسفور :



٥ – تكون جزىء أكسيد ثالث الأمونيوم :



خواص المركبات التناسقية :

١ – تمتع بصفات وسط بين صفات المركبات التساهمية والمركبات الأيونية .

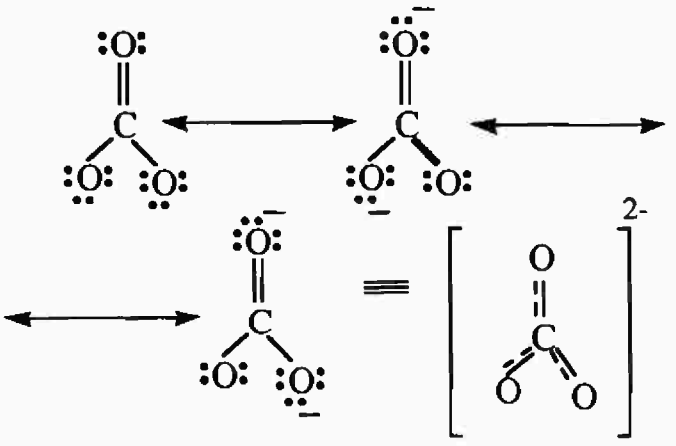
٢ – لها ثابت عزل مرتفع نسبيا ويعتبر مقدار هذا الثابت إحدى الطرق المستخدمة للكشف عن وجود هذه الرابطة فى مركب ما .

الـــرنيـــن :

مبدأ الرنين يعنى إكانية كتابة شكلين متكافئين أو أكثر لجزىء أو مجموعة ذرية بحيث تبقى مراكز الذرات ثابتة . ولكن توزيع الإلكترونات يختلف من شكل إلى آخر ومما تجدر الإشارة إليه هو أنه لا يوجد شكل من الأشكال المقترحة للجزىء أو المجموعة الذرية يمثل الشكل

الحقيقى بل إن الشكل الحقيقى هو هجين متقلب لمختلف الأشكال والصور ، وما نظام الرنين إلا نظام إفتراضى تم قبوله لتفسير بعض النتائج العلمية ، فعند توضيح شكل أيون الكربونات (CO_3^{--}) لوحظ وجود نوعين من الروابط الفردية والزوجية بينما يبلغ طول الرابطة (C - O) يساوى ١ر٤٣ A^0 نجد طول الراطة الزوجية (C = O) يساوى ١ر٢٢ ^0A .

ولكن بإستخدام أشعة إكس وجد أن روابط الكربون مع ذرات الأكسجين الثلاثة فى (CO_3^{--}) متكافئة وأن طولها وسط بين الفردية والزوجية إذ تبلغ ١ر١٣ ^0A وهذا يعنى أنه لا وجود لروابط فردية أو زوجية فى أيونات الكربونات . كما هو مبين فى كل شكل من الأشكال الممثلة لأيون الكربونات .



الرابطة المعدنية :

نلاحظ أن الجدول الدورى به ٨٠٪ من العناصر عبارة عن معادن ومن أهم صفات المعادن :

١ - المعادن ناقلة للحرارة والكهرباء من الدرجة الأولى .

٢ - المعادن كلها أجسام صلبة بلورية عدا معدن الزئبق .

٣ - معظم المعادن قابلة للسحب والطرق وغير قابلة للإنضغاط .

٤ – تقاوم الشد والكسر .

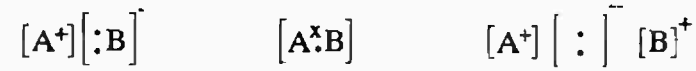
٥ – لها درجات إنصهار وغليان مرتفعة باستثناء المعادن القلوية والزئبق .

طبيعة الرابطة المعدنية :

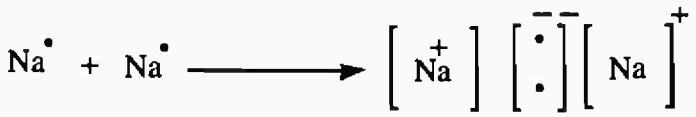
لو نظرنا إلى الرابطة الأيونية لوجدنا لا يمكن أن ترتبط الذرات المعدنية برابطة أيونية ناتجة عن إتحاد شحنتين مختلفتين . لأن ذرات المعدن كلها متساوية ومتماثلة بالإضافة إلى القابلية الكهربية التى تتمتع بها المعادن بخلاف المركبات الأيونية التى لا تنقل التيار الكهربى فى الحالة الصلبة .

وأيضًا لا يمكن أن تكون الرابطة المعدنية رابطة مشتركة لأنه لا يوجد إلكترونات كافية فى الطبقة الخارجية لذرة أى معدن كى ترتبط بصورة مشتركة مع ثمانية ذرات مجاورة على الأقل.

أما فى حالة الروابط المعدنية فإن ذرات كتلة المعدن تضع إلكتروناتها مشاعا فيما بينها فعوضا عن أن توضع هذه الإلكترونات ما بين القوى التى تشدها إلى بعض أى تشكل (سحابة إلكترونية) عملاقة شديدة الحركة تسمح بإختلاط ذرات المعادن وإنزلاقها حول بعضها دون تفكك الرابطة . فبللورات المعادن تتكون من ذرات المعادن المعتدلة كهربائيا ومن شحنات موجبة ناتجة عن فقد عدد هذه الذرات لإلكتروناتها التكافؤ .



رابطة أيونية　　رابطة تساهمية　　رابطة معدنية



الرابطة الهيدروجينية :

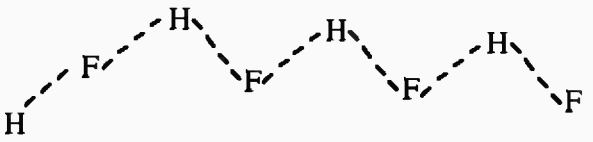
لا تتحقق هذه الرابطة إلا عن طريق ذرة الهيدروجين . فأيون الهيدروجين يشغل وضعا خاصا بحيث يسلك مسلك جميع العناصر . أيضًا نجد ذرة الهيدروجين صغيرة الحجم وعارية من الأغلفة الإلكترونية أى أنها عبارة عن نواة عارية من أى برتون .

تنشأ هذه الرابطة عادة عندما يحوى كل من الجزيئين على ذرة شديدة السالبية الكهربية وذات نصف قطر صغير مثل الفلور والأكسجين والسالبية الكهربية هى قدرة الذرة على جذب الإلكترونات إليها . ونظرا لأن أيون الهيدروجين عبارة عن نواة عارية ، وأيضًا لصغر حجمه فإنه لا يعتريه أى عملية تنافر مع الأغلفة الإلكترونية للذرات أو الأيونات ويحدث بينه وبين الكتروناتها نوع من أنواع الاتحاد .

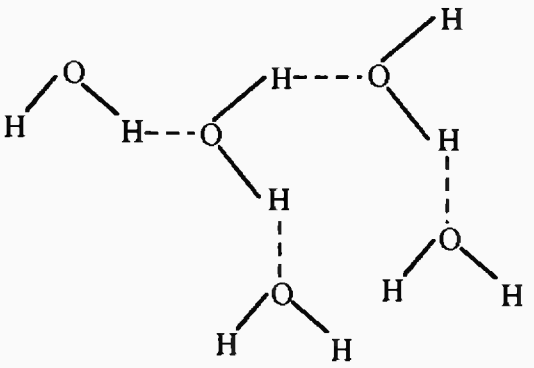
وهذا النوع أقوى من رابطة فان درفال ولكنه أضعف من أية رابطة من الروابط الأيونية أو التساهمية .وبشكل عام فالرابطة الهيدروجينية تربط عادة بين ذرات الهيدروجين المشحونة جزئيا وذرة أخرى ذات سالبية كهربية عالية . وقد يحدث الترابط فى نفس الجزىء أو بين جزيئيتين مختلفين . ومن الممكن لأيون الهيدروجين أن يدخل فى الغلاف الإلكترونى للذرات الأخرى وذلك لأنه لا يوجد فى السوائل على هيئة أيون مستقل ، ولكن متحدا كيميائيا ، ففى الماء يتحد أيون الهيدروجين مكونا أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ومع النشادر مكونا أيون الأمونيوم NH_4^+ .

وبذلك يمكن على حساب أيون الهيدروجين أن يتكون منه مع الجزيئات القطبية رباطا كيميائيا له قوة محسوسة لتكوين المركب H_xM_y حيث M عنصر سالب التكهرب (N, Cl, O, F, N) وهذا هو الرباط الهيدروجينى ومن أمثلته :

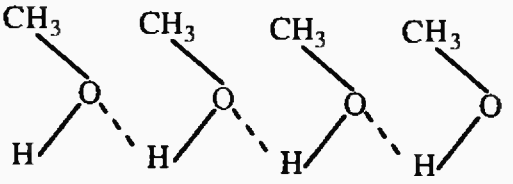
فلوريد الهيدروجين .



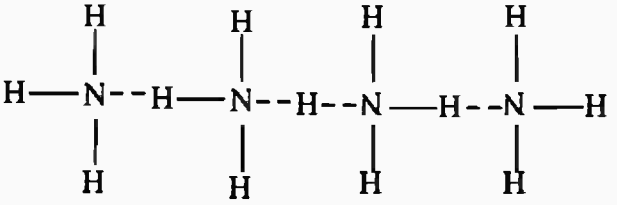
جزىء الماء :



جزىء الكحول الكيثلى :



جزىء النشادر :



الأسئلـــة

١ – «بعد إكتشاف تركيب الذرة تمكن العالمان كوسل ولويس من وضع الأسس الأولى لنظرية التكافؤ» إشرح هذه العبارة مبينا أهم نتائج هذه النظرية ؟

٢ – بين الرابطة الأيونية من خلال إتحاد الماغنسيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الماغنسيوم ، وما هى خواص النتائج ؟

٣ – إشرح الرابطة التساهمية وأنواعها وخواص المركبات التساهمية ؟

٤ – تكلم عن القطبية فى المركبات التساهمية ؟ مع ذكر قواعد فاجان لتعيين درجة الرابطة التساهمية ؟

٥ – بين بالأمثلة الرابطة التناسقية ، ثم وضح ما هى ظاهرة الرنين .

٦ – تكلم عن الرابطة المعدنية وطبيعة الرابطة المعدنية ؟

٧ – بين بالأمثلة والشرح الرابطة الهيدروجينية ؟

٨ – أكتب صيغ لويس لكل من المركبات الأيونية التالية :

Na_2O & $CaBr_2$ & K_2S

٩ – أكتب صيغ المركبات الناتجة عن أزواج الأيونات التالية :

أ – Br^-, Cr^{3+}

ب – SO_3^{-2}, Ba^{+2}

جـ – O^{-2}, CS^+

١٠ – أكتب صيغ المركبات الناتجة عن إتحاد الأيونات التالية :

أ – $C_2H_3O_2^-$ & Zn^{2+}

ب – HPO_4^{2-} & Al^{3+}

جـ – PO_4^{3-} & Cu^{2+}

١١ – أكتب صيغ المركبات التالية :

أ – ثانى أوكيد الكبريت .

ب – نترات النحاسيك .

جـ – بيكربونات الألونيوم .

د – كربونات البوتاسيوم .

هـ – بروميد الهيدروجين .

و – رباعى كلوريد السيليكون .