الباب الخامس

obeikandl.com

الباب الخامس

الروابط الكيميائية

(Chemical Bonds)

سنتطرق في هذا الباب إلى كيفية تلاحم الذرات ببعضها مكونة بذلك مختلف الأنواع من الروابط الكيميائية، مما ينتج عنها ما يسمى بالجزيئات. سنتعرف على أنواع الروابط الأيونية والتساهمية وكذلك على كيفية وتكوين الروابط التساهمية ومعرفة البنية للجزيء عن طريق نظرية لويس.

5 - 1 الروابط الأيونية: (Ionic bond)

تحدث هذه الرابطة نتيجة انتقال كلي لإلكترون واحد أو أكثر من ذرة ما إلى ذرة أخرى مجاورة فالذرة الفاقدة للإلكترونات تصبح موجبة الشحنة والمكتسبة للإلكترونات تصبح سالبة الشحنة فتظل الذرتان مرتبطان بالقوة الإلكتروستاتيكية (electrostatic) ومن مميزات المركبات الأيونية أنها ثابتة ومتعادلة فنجد أن عدد الأيونات الموجبة دائمًا مساوية لعدد الأيونات السالبة ومثال ذلك مركب كلوريد الصوديوم (NaCl) الذي يتكون من الصوديوم موجب الشحنة (Na^+) مع الكلوريد سالب الشحنة (Cl^-) وكلاهما أحادي التكافؤ وهنا نقف لنرى ماذا يحدث للترتيب الإلكتروني لذرتي الصوديوم والكلور كما يلي:

- يفقد الصوديوم إلكترونًا واحدًا فيصبح:

$$_{11}Na(Is^2 2s^2 2p^6 3s^1) \rightarrow {}_{11}Na^+ (Is^2 2s^2 2p^6) + e^-$$

- يكتسب الكلور إلكترونًا واحدًا فيصبح

obeikandl.com

$_{17}Cl\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5) + \bar{e} \rightarrow Cl^-\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6)$

وكذا الحال بالنسبة لمركب فلوريد الكالسيوم (CaF_2)

- يفقد الكالسيوم إلكترونين فيصبح:

$_{20}Ca\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2) \rightarrow\ _{20}Ca^{2+}\ (1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ 3p^6) + 2\bar{e}$

- يكتسب الفلور إلكترونًا واحدًا فيصبح:

$_9F(1s^2\ 2s^2\ 2p^5) + \bar{e} \rightarrow\ _9F^-\ (1s^2\ 2s^2\ 2p^6)$

وبما أن الكالسيوم ثنائي التكافؤ بفقدانه لإلكترونين تكتسبان بذرتين من الفلور أحادي التكافؤ حتى يصبح المركب متعادلاً (CaF_2).

وهنا نجد أنه من الملاحظ أن كل الذرات المتكونة بعد الاتحاد بالرابطة الأيونية لها ترتيب إلكتروني يماثل تمامًا الترتيب الإلكتروني لذرة خامدة أي لذرة في المجموعة الثامنة وهكذا أصبح الصوديوم الموجب (Na^+) والفلور السالب (F^-) لهما نفس الترتيب الإلكتروني لذرة النيون (Ne) ويطلق على هذا التشابه والتساوي في عدد الإلكترونات التكارن (Isoelectronic). وبالمثل فإن الكالسيوم الموجب (Ca^{2+}) والكلور السالب (Cl^-) متكارنان مع ذرة الأرجون (Ar).

ومن المفيد أن نذكر هنا أن ذرات المجموعة السادسة والسابعة ميَّالةٌ لاكتساب الإلكترونات لتصبح سالبة الشحنة والذرة في هاتين المجموعتين تصبح متكارنة مع الذرة الخامدة في نفس الدورة (period). أما ذرات المجموعة الأولى والثانية والمعادن الانتقالية فميالة لفقدان الإلكترونات لتصبح موجبة الشحنة، والذرة منها تصبح متكارنة مع الذرة الخامدة في الدورة التي تسبق الدورة المتواجد فيها العنصر الفاقد للإلكترون.

الجدير بالذكر هنا أيضًا أن ذرات المعادن الانتقالية تفقد إلكتروناتها من المدار الخارجي (s) وليس من المدارات الداخلية فعلى سبيل المثال :

$$_{21}Sc\ (_{18}[Ar]4s^2 2d^1) \rightarrow {}_{21}Sc^{1+}\ (_{18}[Ar]\ 4s^1 3d^1 + 3d^5) + \bar{e}$$

أما بالنسبة للحديد الثلاثي Fe^{3+} :

$$_{26}Fe\ (_{18}[Ar]4s^2 3d^6) \rightarrow {}_{26}Fe\ (_{18}[Ar]3d^5) + 3e$$

حيث يفقد كل الإلكترونات من المدار (s)، ثم يفقد آخر من المدار (d)، نلاحظ هنا كبر حجم الأنيونات عن نظيرها من الذرات وذلك لزيادة تنافر النواة من الإلكترونات وصغر حجم الكاتيونات عن نظيرها من الذرات وذلك لزيادة قوة إنجذاب الذرات للنواة.

5-2 الروابط التساهمية: (Covalent Bond)

تحدث هذه الرابطة نتيجة المشاركة المتساوية بين ذرتين متشابهتين تقدم كل واحدة منهما إلكتروناً واحداً فجزيء الهيدروجين (H_2) يُعد من أوضح الأمثلة للرابطة التساهمية حيث يمكن تمثيلها إما بوضع نقطتين تمثلان إلكترونين لكل ذرة منهما وذلك بين الذرتين للهيدروجين H : H أو برسم خط صغير بين الذرتين H - H يعنى وجود الرابطة التساهمية بينهما. لقد ظهرت عدة نظريات في تحديد موقع الإلكترون بالنسبة للنواة فتوصل العالمان هتلر (W.A. Heitler) ولندن (T.Londan) باستخدام نظرية الكم الميكانيكي (quantum mechanics) لحساب طاقة التفاعل التبادلي (interaction energy) بدالة المسافة بينهما. لقد توصلا إلى أن جزيء الهيدروجين يكون في حالة الثبات القصوى حينما تكون المسافة بين الذرتين مساوية لمقدار 0.074 نانوميتر فإذا أصبحت المسافة أقل من ذلك زادت طاقة التبادل بينهما وذلك لتأثير

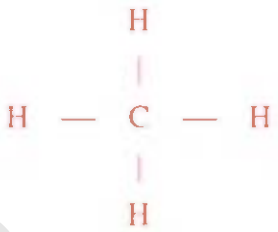
obeikandl.com

تنافر الإلكترونين المتشابهين في الشحنة. إن زيادة الثبات والتقليل من طاقة لتبادل كلما قربت الذرتان لبعضهما يمكن تفسيره بقرب الإلكترون لنواة الذرة الاخرى، حيث تزداد قوة الجذب بين الذرتين وتقل طاقة التبادل لأدنى قيمة لها عند المسافة 0.074 نانوميتر، وفي تفسير آخر يُعد أكثر قبولاً هو أنه عند اقتراب الذرتان من بعضهما تحدث عملية تداخل مداري (1s) (orbital overlab) بواسطة الإلكترونات فيصبح بذلك الجزيء ثابتاً.

5-3 بنية لويس للذرة: (Lewis structure)

لقد توصل العالم لويس (G. Lewis) لطبيعة وكيفية تكوين الرابطة التساهمية في عام 1916م فأشار إلى أن مشاركة الذرات للإلكترونات بينهما تكسب كل ذرة صفة ثبات الغازات الخاملة، فمثلاً في جزيء الهيدروجين فإن الذرة الواحدة لها ترتيب إلكتروني يشبه الترتيب الإلكتروني لذرة الغاز الخامل الهيليوم ($He - Is$). وبالمثل فإن جزيئات الفلور (F_2)، الكلور (Cl_2)، البروم (Br_2)، واليود (I_2) يصبح لها نفس الترتيب الإلكتروني للذرة الخاملة الموجودة معها في نفس الدورة نيون (Ne) للأرقون (Ar)، للكربتون (Kr) والزينون (Xe) على التوالي، حيث يصبح لكل ذرة منهما عدد ثمانية إلكترونات في الغلاف الخارجي ست منها حرة غير مشاركة واثنان متشاركان بين الذرتين، ويطلق على هذا الشكل بنية لويس (Lewis Structure) فيُرمز للإلكترونات غير المشاركة بنقاط حول الذرة والرابطة الخطية تمثل رابطة تساهمية نتيجة مشاركة إلكترونين فقط، وعليه يمكن رسم بنية لويس لجزيء الكلورين (Cl_2) كما يلي:

ويتضح من ذلك أن كل ذرة من الكلورين أصبح لها ثمانية إلكترونات حولها مثل الغازات الخاملة في المجموعة الثامنة وهذا ما يعطيها ميزة الثبات في الجزيء ولهذا السبب عند رسم بنية لويس لأي جزيء لابد أن نبحث عن وسيلة تعطي كل ذرة مشتركة في الجزيء ثمانية إلكترونات في الغلاف الخارجي وهذا ما يطلق عليه قانون الثمانية (octet rule)، يستثنى من ذلك ذرة الهيدروجين فقط حيث تكتفي بإلكترونين فقط حول غلافها الخارجي وعليه يمكن رسم بنية غاز الميثان CH_4 كما يلي:



حيث توجد حول الكربون أربع روابط فردية (single bond) تشترك كل رابطة بزوج إلكتروني واحد مع ذرة هيدروجين وبالتالي تكون ذرة الكربون ممتثلة لقانون الثمانية وأن ذرة الهيدروجين مكتفية بعدد إلكترونين حول مدارها الخارجي.

وعلى ضوء ذلك فإذا أردنا رسم بنية لويس لأي مركب نتبع الخطوات التالية:

أ - ارسم بنية هيكلية للجزيء وذلك بربط الذرات المتعددة حول الذرة الفريدة الوسطية وذلك برابطة تساهمية فردية.

ب- حسب مجموع عدد الإلكترونات التكافئية (valence electrons) وذلك بجمع الإلكترونات التكافئية لكل الذرات المشتركة في الجزيئ ويجدر الإشارة هنا بأن الإلكترونات التكافئية للذرة هي نفس العدد للمجموعة التي توجد فيها هذه الذرة على سبيل المثال يقع النيتروجين (N) في المجموعة الخامسة ولذلك فإن عدد الإلكترونات التكافئية لهذه الذرة هي العدد 5. نزيد إلى ذلك عدداً من الإلكترونات

obeikandl.com

بقدر عدد الشحنات السالبة في الجزيء أو ننقص من مجموع الإلكترونات التكافئية للذرات عدداً من الإلكترونات بقدر عدد الشحنات الموجبة وعلى سبيل المثال فإن عدد الإلكترونات التكافئية للكبريتات (SO_4^{2-}) :

هي (6 للكبريت + 4×6 للأكسجين) + 2 للشحنة = 32 .

وللأمونيوم (NH_4^+) هي :

(5 للنيتروجين +4×1 للهيدروجين) −1 للشحنة = 8

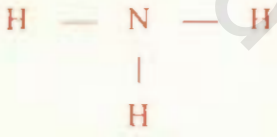
جـ – اطرح إلكترونين لكل رابطة فردية من مجموع الإلكترونات لتكافئية المرسومة في الخطوة الأولى ثم وزع الإلكترونات في هيئة إلكترونات غير متشاركة حول الذرات بحيث يصبح مجموع الإلكترونات ثمانية حول كل ذرة ما أمكن ذلك.

مثال 1-5 ❖ ❖ ❖

ارسم بنية لويس لجزيء الأمونيا (NH_3)

الحل:

أ – البنية



ب – مجموع إلكترونات التكافؤ = $5+(1\times3)=8$

جـ – للإلكترونات غير المشتركة $8-(2\times3)=2$ حيث يوضع هذا الزوج من الإلكترونات حول المدار الخارجي للنيتروجين لامتثاله بالثمانية.

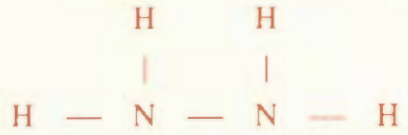
مثال 2-5

❖ ❖ ❖

ارسم بنية لويس للهيدرازين (N_2H_4)

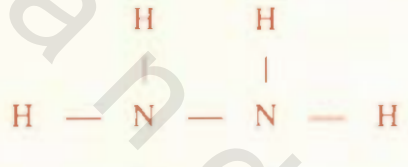
الحل:

أ – هنا ولرسم البنية يتضح وجود ذرتين وسطيتين



ب – إلكترونات التكافؤ $(5\times2)+(1\times4)=14$

جـ – الإلكترونات غير المشتركة : $14-(5\times2)=4$ توزعان حول ذرتي النيتروجين بالتساوي.

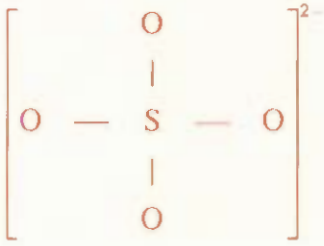


مثال 3-5

❖ ❖ ❖

ارسم بنية لويس لأنيون الكبريتات (SO_4^{2-})

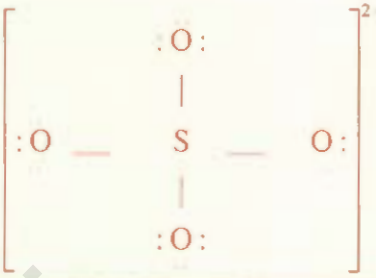
–



obeikandl.com

ب – إلكترونات التكافؤ $= 6 + (4 \times 6) + 2 = 32$

جـ – الإلكترونات غير المشتركة $32 - (2 \times 4) = 24$ توزعان حول ذرات الأكسجين بالتساوي:



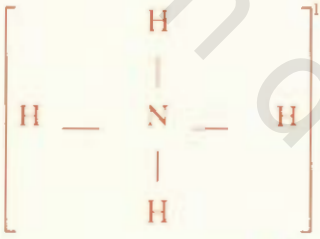
❖ ❖ ❖

مثال 4-5

ارسم بنية لويس للأمونيوم NH_4^+

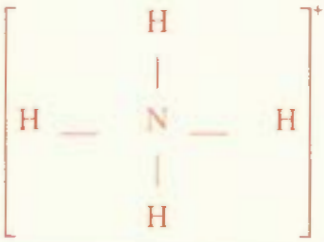
الحل:

أ – البنية



ب– إلكترونات التكافؤ $9 = (1 \times 4) + 5$

جـ – الإلكترونات غير المشتركة $9 - (2 \times 4) - 1 = 0$ يعني ذلك أنه لا توجد إلكترونات غير متشاركة في هذا الجزيء



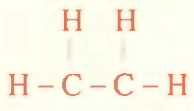
obeikandl.com

مثال 5-5 ❖ ❖ ❖

ارسم بنية لويس للإثيلين (C_2H_4)

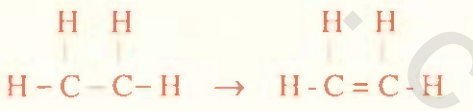
الحل:

أ – البنية لذرتين وسطيتين



ب – إلكترونات التكافؤ $(4\times2)+(1\times4)=12$

جـ – الإلكترونات غير المشتركة $12-(2\times5)=2$ توضع في إحدى ذرتي الكربون فتكون إحدى ذرتي الكربون ثمانية الإلكترونات والأخرى سداسية الإلكترونات وهذا ما يخالف قاعدة لويس ولجعلها تمتثل للقاعدة يمكننا جعل هذا الزوج من الإلكترونات غير المشترك يؤدي دورين وذلك في الاشتراك بين ذرتي الكربون باضافة رابطة فردية أخرى بين الذرتين مكونًا بذلك ما يسمى بالرابطة الزوجية (double bond) كما يلي :



وبهذ يكون الجزيء ممتثلا لقاعدة لويس وأصبح حول كل ذرة من الكربون ثمانية إلكترونات .

مثال 5-6 ❖ ❖ ❖

ارسم بنية لويس لحمض الهيدروسيانيك (HCN)

الحل:

أ – البنية

$$H-C-N$$

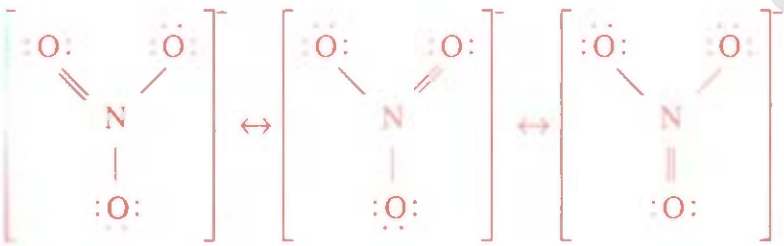
ب – الكترونات التكافؤ $5+4+1=10$

جـ – الإلكترونات غير المشتركة $10-(2\times2)=6$ ولامتثال كل من ذرتي النيتروجين والكربون للقاعدة الثمانية يمكن تكوُّن رابطة ثلاثية بينهما بعدد زوجين من الإلكترونات غير المشتركة ويوضع الزوج الثالث المتبقي حول ذرة النيتروجين فالكل يكتفي بالثمانية ويمتثل لقاعدة لويس.

$$H-C\equiv N:$$

5-4 التردد: (Resonance)

لقد توصل العلماء إلى أنه في بعض الأحيان لا تفي بنية لويس بالغرض المطلوب للوصف الكيميائي والفيزيائي الدقيق لبعض الجزيئات ولذا لجؤوا للحل موجود مثل هذه الجزيئات في هيئة وسط بين أكثر من بنية واحدة فقط وتسمى هذه الحالة بالتردد. وعلى سبيل المثال لا الحصر لجزيء النترات (NO_3^-) حيث يمكن رسم بنية لويس على ثلاثة أشكال مختلفة تختلف باختلاف وضع الرابطة المثنية بين الأكسجين والنيتروجين كما يلي:



والدليل العملي لذلك يثبت أن طول الروابط بين ذرة الأكسجين والنيتروجين في الجزيء الواحد كلها متساوية، لا هي بالقصيرة بطول الرابطة الثنائية ولا هي بالطويلة بطول الرابطة الفردية؛ لذلك فإن حالة التردد تُعد أفضل الحالات كرمز لبنية لويس لمثل هذه الجزيئات.

ومن ناحية أخرى نجد بعض الحالات الشاذة لبعض الجزيئات حيث لا يمكن إكمال الثمانية لبعض ذرات الجزيء كما هو الحال في الجزيئات التي يكون مجموع إلكترونات تكافئها عدداً فردياً ومثال ذلك ثنائي أكسيد النيتروجين (NO_2) حيث يمكن رسم بنية لويس كما يلي:

أ – البنية

O - N - O

ب – إلكترونات التكافؤ $17 = 5 + (6 \times 2)$

جـ – الإلكترونات غير المشتركة $13 = (2 \times 2) - 17$ يمكن توزيعها كما يلي:

:Ö – N – Ö:

حيث يوجد إلكترون واحد فقط حول ذرة النيتروجين ويصبح النيتروجين غير مكتف بالثمانية ويُعد هذا الجزيء فردي الإلكترونات وله خاصية بارامغناطيسية (paramagnetic) – هذا وإن كان الجزيء يحمل إلكترونات زوجية يكتسب خاصية ديامغناطيسية (diamagnetic) وعلى ضوء ذلك فإذا رسمنا بنية لويس للإكسجين (O_2) نجد أنه يمكن رسمه كما يلي:

:Ö — Ö:

وبهذا الشكل يمتثل لقاعدة لويس ولكن من الصفات الفيزيائية للأكسجين

obeikandl.com

وبالتجارب العملية فقد اكتشف أنه بارامغناطيس وليس ديامغناطيس كما بُيِّنَ في بنية لويس أعلاه، ولتفسير ظاهرة كونه بارامغناطيس لا بد من رسم بنيته بصورة تختلف كما يلي:

أي بوجود إلكترون فردي حر في كل من ذرتي الأكسجين.

obeikandl.com

أسئلة وتمارين

١- ارسم شكل لويس لعنصر الكاربون؟

(الإجابة = ·C)

٢- أي العناصر التالية تتبع قانون الثمانية: Mg و C و Fe و Cl

(الإجابة = Fe)

٣- ارسم بنية لويس لجزيء HCN؟

(الإجابة : H – C ≡ N)

٤- احسب عدد أزواج الإلكترونات غير المشتركة في جزيء الأمونيا (NH_3)؟

(الإجابة = زوج واحد)

٥- احسب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ لإيون (SeO_3^{2-})؟

(الإجابة = 26)

obeikandl.com