

## الروابط الكيميائية

### Chemical Bands

#### 1 – مقدمة Introduction.

تزامن تطور نظرية الرابطة الكيميائية مع تطور بنية الطبقات الإلكترونية للذرة، والذي أدى إلى الفكرة السائدة التالية: تتصل الذرات مع بعضها في الجزيء بواسطة الإلكترونات.

تميل ذرات العناصر إلى الارتباط مع بعضها لتشكيل جزيئات مركبات كيميائية مثل جزيئات متماثلة الذرات، أي لنفس العنصر الواحد، كما في جزيء الأكسجين  $O_2$ ، أو جزيء الهيدروجين  $H_2$ ، أو جزيئات مختلفة الذرات من جهة أخرى كما في جزيء الماء  $H_2O$  أو جزيء حمض الكبريت  $H_2SO_4$ .

تختلف جميع الجزيئات الناتجة في صفاتها عن العناصر المولفة لها اختلافا كبيرا واضحا في السلوك الكيميائي.

#### 2- مفهوم الرابطة الكيميائية

ولدت فرضيات كثيرة في أوقات مختلفة حول منشأ الجزيء إلى أن ثبت أخيراً أن ذرات العناصر الكيميائية ترتبط مع بعضها البعض بنسب محددة لتشكل حالة جزيئية أكثر ثباتاً. يدل هذا القول على أن الجزيء يملك طاقة أخفض من طاقة ذرات العناصر المولفة لها وهي منفصلة، أي عندما ترتبط ذرات العناصر مع بعضها لتشكل الجزيء يجب أن تكون طاقة الجزيء الناتج من الترتيب الجديد للإلكترونات أصغر من مجموع طاقات الذرات منفصلة.

تبين بالاعتماد على الترتيب الإلكتروني لذرات العناصر وتوزع هذه الإلكترونات في مدارات إنه يوجد ذرات عناصر لا ترتبط مع بعضها ولا مع ذرات عناصر أخرى، أي تبقى بشكل ذرات منفصلة، وهي ذرات عناصر الغازات الخاملة، تتصف هذه العناصر بأن ذراتها متواجدة في حالة ثابتة وتتميز طاقاتها بأن لها قيمة منخفضة لدرجة لا يمكن إنقاصها حتى وبعد ارتباطها مع ذرات عناصر أخرى، حيث تتوزع الإلكترونات في طبقاتها الخارجية بعدد ثمان إلكترونات، معبر بذلك أن نظام الترتيب الإلكتروني الثماني هو نظام ثابت. لذلك يلاحظ أنه عندما تتحد ذرات العناصر مع بعضها فهي تميل إلى بلوغ نظام الترتيب الإلكتروني الثابت.

يعزى انخفاض الطاقة أثناء تشكل الروابط بين الذرات إلى تزايد قوى التجاذب بين هذه الذرات المتحدة مع اقتراب المسافة بينها حتى تصل إلى حد معين، يزداد التدافع بين نوى الذرات هذه وبين إلكتروناتها مؤدياً إلى تزايد الطاقة الكلية

عندما يتم الاتحاد بين ذرتين فإنه يتشكل جزيء يحتوي على رابطة خطية من الشكل O – O. ولكن عندما يتم الاتحاد في جزيء مؤلف من ثلاث ذرات أو أربع ذرات أو أكثر فإنه تتشكل أشكال جزيئية مختلفة، خطية أو فراغية، وهكذا تنشأ بين الروابط في الشكل الجزيئي الفراغي زاوية بين الروابط أو زوايا تعرف بزوايا الرابطة.

تميل ذرات العناصر أثناء تشكيل الروابط للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الثابت وذلك بالحصول على ثمانية إلكترونات في طبقاتها الخارجية. ويتحقق ذلك إما بفقدان أو باكتساب أو بمشاركة الإلكترونات. فإذا فقدت الذرة الإلكترونات أصبحت فقيرة بها وكونت عنصراً كهربائياً حاملاً للشحنات الموجبة. بينما إذا اكتسبت الذرة الإلكترونات أصبحت غنية بها وكونت عنصراً كهربائياً حاملاً للشحنات السالبة. ولكن عند المشاركة بالإلكترونات بين الذرات فإنه تتشكل رابطة بين ذرتين لا تحمل الشحنات الكهربائية.

وهكذا عندما تتشكل رابطة كيميائية بين ذرتين تحمل أولاهما شحنة موجبة وثانيتها شحنة سالبة فإن الرابطة الناتجة تدعى بالرابطة الشاردية، ولكن عندما تتشكل رابطة كيميائية بين ذرتين تشاركتا بالإلكترونات بغية الحصول على ترتيب إلكتروني ثابت فإن الرابطة الناتجة تدعى الرابطة المشتركة.

تقسم الروابط الكيميائية إلى نوعين:

روابط تنشأ بين الذرات، مثل: الرابطة الشاردية – الرابطة المشتركة – الرابطة المعدنية

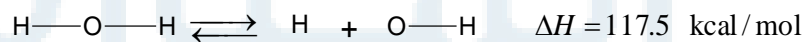
روابط تنشأ بين الجزيئات، مثل: الرابطة الهيدروجينية – قوى فان درفالس.

### 3- خواص الرابطة الكيميائية Characters of the chemical Bond

#### 1-3- طاقة الرابطة Bond Energy

تعرف طاقة الرابطة بأنها الطاقة الناتجة عن تحرر الطاقة الكامنة أثناء اقتراب ذرتين من بعضهما ليشكل رابطة. تحدد طاقة الرابطة بواسطة التجارب بالاعتماد على قياس طاقة تفكك الرابطة التي تكافئ الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة واحدة متواجدة في الجزيء.

تعتبر التفاعلات الآتية عن طاقة التفكك اللازمة لفصل الروابط المتتالية:



يتضح من هذين التفاعلين أنه لكي تتفكك أول رابطة في جزيء الماء H – O – H فإنه يتطلب طاقة قيمتها Kcal /mol 117.5 كيلو كالوري لكل مول، بينما لكي تتفكك الرابطة الثانية O – H فإنه يتطلب 101.5 Kcal /mol بالرغم من أن كلتا الرابطين متماثلتان في جزيء واحد فإن قوتها مختلفة. ولكن إذا تفككت الرابطين في وقت

واحد في جزيء الماء فإنه يتطلب عندها طاقة قيمتها 219 K cal / mol وهنا يمكن القول إن الطاقة الوسطية لتفكك رابطتي جزيء الماء تساوي

$$.219 \div 2 = 109.5 \text{ kcal / mol}$$

لذلك اعتبرت الفروق بين القيمة الوسطية لطاقة التفكك وقيم طاقات التفكك الحقيقية صغيرة، مما ساهم في اعتبار طاقة التفكك الوسطية مقياساً قريب جداً من قوة الرابطة، ودعت القيم الوسطية لطاقة التفكك هذه بطاقة الرابطة.

### 2-3- طول الرابطة. Bond Length.

تعرف طول الرابطة بأنها المسافة بين نواتين تنشأ بين ذرتيهما رابطة لتشكيل جزيء في حالة ثابتة، يكون فيها تعادل لقوى التجاذب مع قوى التنافر معطية طاقة كامنة أصغر. تؤخذ عادة المسافة الوسطية بين نواتين شكلتا جزيء كدليل على طول الرابطة.

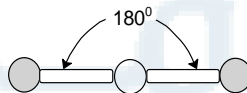
عندما تتشكل الرابطة تقترب المسافة بين الذرتين المتحدتين وتزداد قوى التجاذب بينها ليزداد انخفاض الطاقة. ولكن عندما تصبح المسافة بين الذرتين عند حد معين تزداد قوى التدافع مؤدية إلى ازدياد الطاقة، وتوافق المسافة التي تحدد أخفض قيمة للطاقة الكلية بطول الرابطة المتوازنة.

### 3 – 3 – الزاوية بين الروابط Angle between bonds.

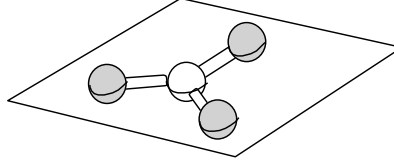
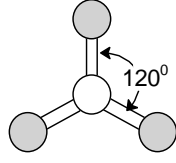
تعرف زاوية الرابطة بأنها الزاوية الناشئة بين رابطتين متصلتين بذرة مركزية. تنشأ زاوية الربط عندما يكون الجزيء مؤلف من ثلاث أو أربع أو أكثر.

كما تتوضع الجزيئات وفق بنية فراغية (بنية هندسية) محددة تحقق لها وضعاً أكثر استقراراً، يأخذ الجزيء المتشكل من اتحاد ذرات متعددة أشكالاً هندسية، يمكن تصنيفها بخمس مجموعات، على النحو الآتي:

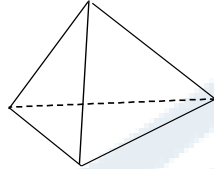
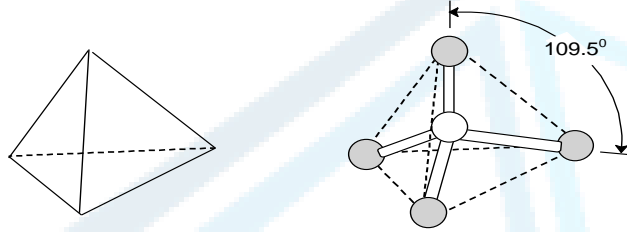
1- الخطية Linear. يتشكل هذا النوع من الجزيئات عندما تكون جميع الذرات الجزيئية في خط واحد، مسببة زاوية ربط قيمتها ( $180^\circ$ ) بين رابطتين متصلتين بالذرة المركزية، كما في جزيء كلور البيريليوم ( $\text{BeCl}_2$ ) الآتي:



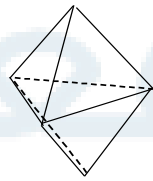
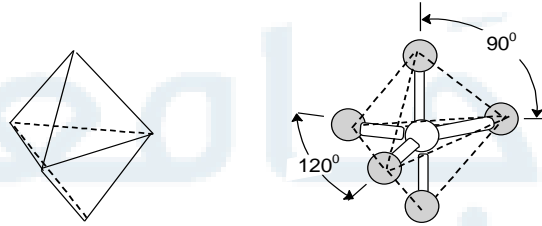
2- المستوى المثلثي Planar Triangular. تتشكل هذه الأشكال عندما يكون الترتيب الجزيئي الفراغي من المستوى المثلثي الحاوي على أربع ذرات في مستوى واحد، بحيث تتصل الذرة المركزية بثلاث ذرات أخرى محاطة بها، مؤلفة زوايا ربط قيمة الواحدة منها ( $120^\circ$ ) (بين رابطتين متصلتين بالذرة المركزية). كما في جزيء كلور البور ( $\text{BCl}_3$ ) الآتي:



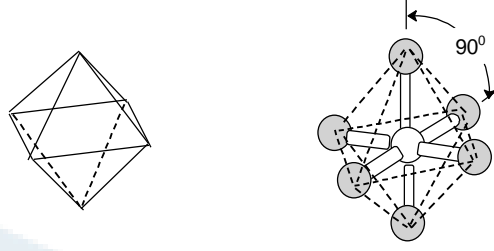
III- رباعي وجوه Tetrahedral. تتشكل هذه الجزيئات عندما يكون الترتيب الجزيئي الفراغي هرمياً من أربعة وجوه، كل منها عبارة عن مثلث متساوي الأضلاع، حيث تتوضع الذرة في مركز الرباعي وجوه، محاطة بأربع ذرات أخرى، موجودة في رؤوس سطح الهرم؛ مشكلة زوايا ربط متساوية، قيمة الواحدة منها ( $109.5^{\circ}$ ) (بين رابطتين متصلتين بالذرة المركزية)، كما في جزيء الميثان ( $\text{CH}_4$ ) الآتي:



IV- ثنائي الهرم المثلثي Trigonal Bipyramidal يتشكل هذا الجزيء من هرمين، يتألف كل واحد منهما من ثلاثة مثلثات، يشتركان بسطح مثلث، حيث تتوضع الذرة المركزية في مركز السطح المثلث المشترك، محاطة بخمس ذرات أخرى موجودة في رؤوس المثلثات، مشكلة زوايا ربط مختلفة؛ إذ تساوي زوايا الربط بين رابطتين تقعان في المستوي المثلثي المشترك للهرمين ( $120^{\circ}$ )، بينما تساوي زوايا الربط بين قمة المثلثات العلوية أو السفلية وقمة المثلث المشترك للهرمين ( $90^{\circ}$ )، كما هو مبين في جزيء خماسي كلور الفوسفور ( $\text{PCl}_5$ ) الآتي:



V- ثماني وجوه Octahedral يتشكل هذا الجزيء من هرمين، يتألف كل واحد منهما من أربعة مثلثات، تنبع من مربع واحد، يشتركان بسطح هذا المربع، حيث تتوضع الذرة المركزية في مركز سطح المربع المشترك. محاط بست ذرات أخرى، موجودة في رؤوس المثلثات، مشكلة زوايا ربط متجاورة ومتساوية، قيمة الواحدة منها ( $90^{\circ}$ )، كما هو مبين في جزيء سداسي فلور الكبريت ( $\text{SF}_6$ ) الآتي:



يتمتع الجزيء الناشئ عن اتحاد ذرتين برابطة ذات شكل خطي O – O.

بينما يأخذ الجزيء الناشئ عن اتحاد ثلاث ذرات أشكالاً مختلفة مؤلفة من روابط خطية كما في جزيء  $\text{BeCl}_2$ ، حيث زاوية الرابطة  $\text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl}$  تساوي  $180^\circ$

ويأخذ الجزيء رباعي الذرات أشكالاً مختلفة أيضاً في مستويات واحدة كما في  $\text{BCl}_3$ . حيث زاوية الرابطة  $\text{Cl} - \text{B} - \text{Cl}$   $< 120^\circ$  وتساوي  $120^\circ$ ،

أو في مستويات فراغية كما في  $\text{NH}_3$ ، حيث زاوية الرابطة  $\text{H} - \text{N} - \text{H}$   $< 107.3^\circ$  وتساوي  $107.3^\circ$

ويكون الجزيء الخماسي الذرات أشكالاً فراغية ذات زاوية ربط ثابتة تقريباً وتساوي  $109.5^\circ$  كما في الميثان، وهكذا...

#### 4- الروابط التي تنشأ بين الذرات

تعتبر معرفة بنية الذرة مقدمة ضرورية لمعرفة تشكل الرابطة الكيميائية. يتم تشكيل الرابطة الكيميائية بعد معرفة توزيع ترتيب الإلكترونات في الطبقات الخارجية للذرات.

#### 1-1- الرابطة الشاردية. Ionic Bond

تعتبر الذرة جسماً معتدلاً كهربائياً لا يحمل أية شحنة كهربائية في الحالة المستقرة. وعند تفاعل ذرتين معتدلتين مع بعضهما لتحقيق الترتيب الإلكتروني الثابت في طبقاتهما الخارجية وحدث انتقال حقيقي بين الكترولونات هاتين الذرتين فإنه ستتشكل شاردتان كهربائيتان.

فالذرة التي أعطت الإلكترونات ستحمل الشحنة الموجبة (وهي الذرة الفقيرة بالإلكترونات)، والذرة التي أخذت الإلكترونات ستحمل الشحنة السالبة (وهي الذرة الغنية بالإلكترونات)، ونتيجة ذلك، وجود شحنتين مختلفتين ستؤثران على بعضهما بقوة تجاذبية لتؤلف رابطة كيميائية بين الذرتين تدعى بالرابطة الشاردية، وتدعى المركبات الناتجة بالمركبات الشاردية.

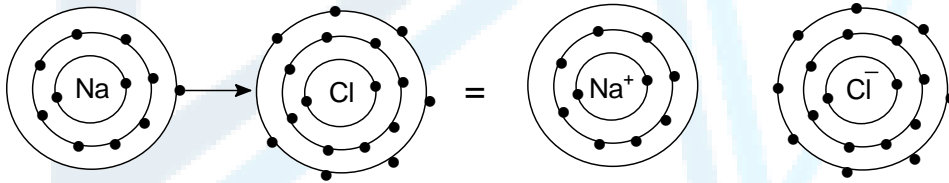
تعرف الرابطة الشاردية بأنها الرابطة التي تم فيها انتقال إلكتروني كامل بين ذرة أحد العناصر إلى ذرة أخرى مولدة بذلك شوارد تخضع فيما بينها لقوى كهربائية ساكنة.

مثال: لتتعرف على عملية تشكل الرابطة الشاردية عن طريق تشكل مركب شاردي مثل كلوريد الصوديوم NaCl.

يعرف الصوديوم أنه من العناصر القلوية المتصفة بكهرجائية عالية وتحتوي ذرته في مداراتها على 11 إلكترونًا، بحيث يتوضع في المدار الأخير إلكترون واحد. مركب كلوريد الصوديوم إلى شاردة موجبة  $\text{Na}^+$  بعد أن تفقد إلكترونها المتواجد في المدار الأخير. تلتقط ذرة عنصر الكلور Cl هذا الإلكترون من الصوديوم وتتحول إلى شاردة سالبة  $\text{Cl}^-$ .

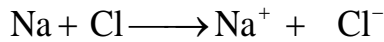
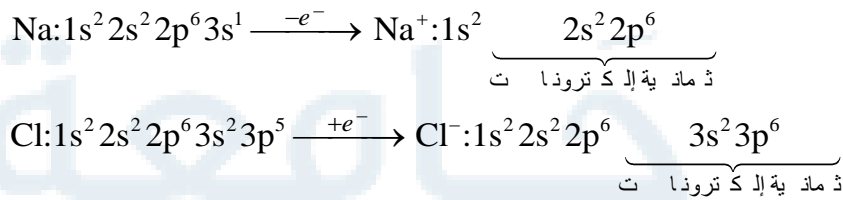
تتوضع بعدها الشوارد السالبة والشوارد الموجبة في ترتيب فراغي معين لتعطي المركب الشاردي كلوريد الصوديوم حسب المخطط التالي:

يتصف الكلور بأنه من عناصر فصيلة الهالوجينات المتصفة بكهرسلبية عالية وتحتوي ذرته في مداراتها على 17 إلكترونًا، بحيث يتوضع في المدار الأخير سبعة إلكترونات. تتحول ذرة عنصر الصوديوم Na أثناء تشكل

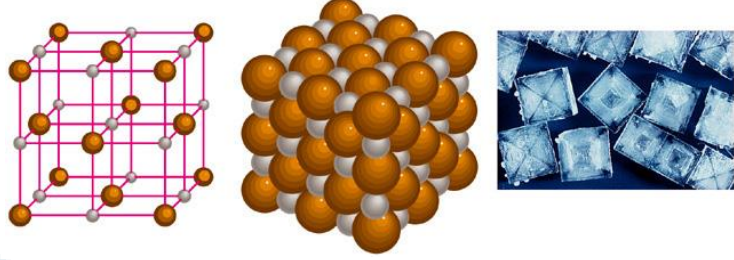


مخطط تشكيل مركب كلوريد الصوديوم.

ويتكوّن المركب الشاردي NaCl بحسب المراحل الآتية:



وهنا يمكن التكلم على المادة الصلبة الأيونية، التي يكون فيها عدد مكافئ، من الأيونات ومرتبته ترتيباً منتظماً. انظر الشكل:



في بلورة ملح الطعام، كل أيون  $\text{Na}^+$  محاط بستة أيونات  $\text{Cl}^-$  مجاورة، والعكس صحيح، ولكن لا نستطيع تحديد أحد الأزواج الأيونية الذي ينتسب إلى الزوج الآخر، في حين نستطيع تحديد ذلك بالنسبة إلى الذرات في الجزيئات التكافؤية (المشتركة).

وهكذا لا نستطيع عزل الجزيء  $\text{NaCl}$ . بدلا من ذلك، فإن البلورة الموجودة تمثل المادة الصلبة الأيونية.

تتمتع المركبات الشاردية بصفات مميزة نتيجة وجود قوى التجاذب الكهروستاتيكية القوية التي تربط بين الشوارد في البلورة، فهي صلبة، ولكنها هشة في الدرجة العادية من الحرارة، وتزداد صلابتها بتناقص أنصاف أقطار الشوارد، كما تتميز بدرجات انصهار وغليان عالية. وهي ناقلة للتيار الكهربائي في الحالة المصهورة التي تكون فيها الشوارد حرة الحركة تحت تأثير المجال الكهربائي المطبق عليها. وتفسر عدم ناقليتها للتيار الكهربائي في الحالة الصلبة، وكذلك درجات انصهارها وغليانها المرتفعة بأن قوى التجاذب هذه تثبت كل شاردة في مكانها. ومن خواص هذه المركبات أيضاً أنها لا تذوب في أغلب المذيبات العضوية، ولكنها تذوب في المذيبات القطبية، مثل الماء، وبعض المذيبات الأخرى العضوية وغير العضوية ذات القطبية العالية. ويفسر هذا الذوبان بنشوء نوع من الارتباط بين الشوارد وجزيئات المذيب القطبي. وبناء عليه، وفي حالة المحاليل المائية، تنتج شوارد مميّهة؛ إذ تحيط الأقطاب الموجبة لعدد من جزيئات الماء بالشاردة السالبة، بينما تحيط الأقطاب السالبة لهذه الجزيئات بالشاردة الموجبة.

#### 4-2- الرابطة المشتركة Covalent bond

يمكن نموذج الرابطة الشاردية من تفسير الاتحادات الناتجة في المركبات غير العضوية والمتميزة بعدم التناظر الكهربائي، ولكنه لم يتمكن من تفسير الروابط القوية المتشكلة في جزيئات ذرات العناصر المتماثلة مثل  $\text{H}_2$ ،  $\text{N}_2$ ،  $\text{Cl}_2$ ، ... الخ، وفي معظم جزيئات المركبات العضوية.

أدت المعلومات المتواجدة حول بنية الذرة وحول الترتيب الإلكتروني الثابت إلى صياغة مفهوم نشوء الرابطة المشتركة التي وضعها العالم لويس Lewis عام 1916 التي تعتمد على النص التالي:

"ترتبط ذرتان مع بعضهما البعض بعد أن تشتركا بعدد من الإلكترونات وتصبح هذه الإلكترونات المشتركة تابعة لكلا الذرتين في آن واحد فتغدو كل ذرة محاطة في طبقتهما الخارجية ثمانية إلكترونات، ويكون الجزيء فيها في وضع طاقي أصغري مستقر".

تسمح هذه المشاركة بالإلكترونات للوصول بالذرات إلى ترتيب إلكتروني ثابت ناتج عن وجود ثمانية إلكترونات على الطبقة الخارجية للذرة، أي بوضع مماثل للغازات الخاملة. لذلك يلاحظ أنه أثناء تشكل الرابطة المشتركة يتم توزيع الإلكترونات بشكل متناظر ومتساو بين الذرتين مؤديا بذلك إلى ثبات الجزيء.

وعندما تتفاعل ذرة ما لتشكيل رابطة كيميائية، فإن الإلكترونات المشاركة بتشكيل الرابطة، هي من الإلكترونات الموجودة في الطبقة الأخيرة المشغولة بالإلكترونات تعرف بإسم الكترولونات التكافؤ (Valence Electrons)

**Valence electrons** are the outer shell electrons of an atom. The valence electrons are the electrons that participate in chemical bonding.

Group	e <sup>-</sup> configuration	# of valence e <sup>-</sup>
1A	ns <sup>1</sup>	1
2A	ns <sup>2</sup>	2
3A	ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>	3
4A	ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>	4
5A	ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>	5
6A	ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>	6
7A	ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>	7

يوضح هذا المفهوم لنموذج الرابطة المشتركة، إن الذرة لا تفقد الإلكترونات أو تكتسبها، أي لن يحصل انتقال إلكتروني بين الذرتين، إنما تقدم كل ذرة إلكترونات أو عددا مساويا من الإلكترونات لتشكيل زوجا إلكترونيا مشتركا بين الذرتين، تحتفظ به نواتا الذرتين في آن واحد، مشكلا بذلك رابطة مشتركة.

ولمتابعة الكترولونات التكافؤ بعد التفاعل الكيميائي، وللتأكد من أن العدد الكلي للإلكترونات لم يتغير، اقترح الكيميائي لويس نظاما يعرف باسمه (رموز النقاط للويس Lewis dot symbols) حيث يرمز للعنصر وحوله نقاط، وكل نقطة تمثل إلكترون واحد. سوف نعتمد هذا النظام عندما تدعو الحاجة لمتابعة لتغير الإلكترونات للعنصر.

يبين الجدول الدوري التالي الترتيب الإلكتروني حسب نظام لويس ويلحظ في هذا النظام الكترولونات الطبقة الأخيرة للعنصر فقط.





جامعة  
المنارة  
MANARA UNIVERSITY

## Lewis Dot Symbols

1 1A																18 8A		
H	2 2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	He
Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9	10	11 1B	12 2B		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca												Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr												In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba												Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra																	

تمثل الرابطة المشتركة بين ذرتين والنتيجة عن زوج إلكتروني بنقطتين (:). دليل تقديم إلكترون واحد من قبل كل ذرة منها، أو بخط من الشكل بين (-) هاتين الذرتين.

مثال: تتألف ذرة عنصر الكلور من 17 إلكترونًا، حيث توجد في الطبقة الخارجية منه 7 إلكترونات. فإذا قدمت كل ذرة لعنصر الكلور إلكترونًا واحدًا إلى الذرة الأخرى فإنه تتشكل رابطة مشتركة، ويصبح الزوج الإلكتروني لهذه الرابطة المشتركة تابعًا للذرتين في آن واحد، وتصبح كل ذرة محاطة بثمانية إلكترونات وهو الترتيب الثابت والمعبر عنه كما يلي:



وتدعى هذه الرابطة بالرابطة المشتركة البسيطة.

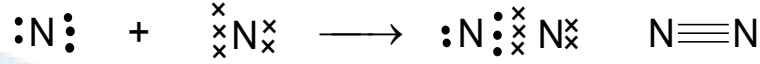
يوجد أيضًا ذرات يمكن أن تقدم أكثر من إلكترون لتشكل عدة روابط مشتركة، يمكن توضيحها كما يلي:

- عندما تقدم ذرة عنصر ما إلكترونين إلى الذرة الأخرى فإنه تتشكل رابطتان مشتركتان مؤلفتان من أربعة إلكترونات تابعتان للذرتين في آن واحد والمعبر عنها كما يلي:



وتدعى هذه الرابطة بالرابطة المزدوجة (الثنائية) أو المضاعفة.

- عندما تقدم ذرة عنصر ما ثلاثة إلكترونات إلى الذرة الأخرى فإنه تتشكل ثلاثة روابط مشتركة مؤلفة من ستة إلكترونات تابعة للذرتين في آن واحد والمعبر عنها كما يلي:



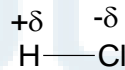
تقسم الرابطة المشتركة إلى نوعين أساسيين هما:

#### I- الرابطة المشتركة المتجانسة الأقطاب:

تتشكل الرابطة المشتركة بين ذرتين لعنصر واحد (متماثلتين) لهما نفس الكهرسلبية، مثل Cl-Cl، الهيدروجين H-H، فإن الغمامة الإلكترونية المشكّلة للمدار الجزيئي الناتج عن الزوج الإلكتروني للرابطة المشتركة تتوزع في الفراغ بشكل متناظر بالنسبة لنواتي الذرتين في آن واحد مشكّلة بذلك تناظرا كهربائيا، تكون فيه مراكز الشحنات متطابقة. وتدعى الرابطة الناتجة رابطة مشتركة غير قطبية، أو متجانسة الأقطاب.

#### II- الرابطة المشتركة غير المتجانسة القطبية:

تنشأ هذه الرابطة بين ذرتين مختلفتين لهما كهرسلبية متفاوتة. لنوضح ذلك بالاعتماد على الرابطة المشكّلة بين الهيدروجين والكلور في الجزيء HCl. يلاحظ أن الغمامة الإلكترونية المشكّلة للمدار الجزيئي الناتج عن الزوج الإلكتروني للرابطة المشتركة لا يملك صفة التوزع المتناظر الفراغي بالنسبة لنواتي الذرتين، ذلك لأن ذرة الكلور تحتوي على صفة كهرسلبية أكبر من ذرة الهيدروجين، ولذلك ينشأ عدم التناظر الكهربائي بين نواتي الذرتين وتكون مراكز ثقل الشحنات غير متطابقة فيه مؤدية إلى تواجد أقطاب مختلفة الشحنات الكهربائية. وتدعى الرابطة الناتجة بالرابطة المشتركة القطبية. وتمثل بواسطة وضع إشارة تواجد الشحنات الموجبة والسالبة بالشكل التالي:  $\delta^+$  و  $\delta^-$  على الذرات الموافقة ليصبح شكل جزيء كلور الهيدروجين كالتالي



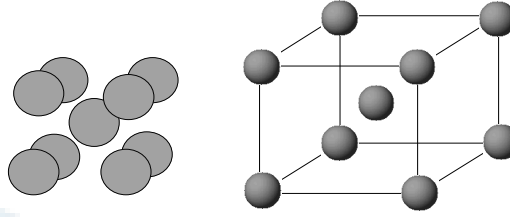
يتصف الجزيء المختلف الأقطاب بعزم كهربائي يدعى عزم ثنائي القطب.

#### 3-4- الرابطة التساندية The coordinate Bond.

تتميز الرابطة التساندية بكونها رابطة مشتركة ناتجة عن تقديم الزوج الإلكتروني الرابط بين الذرتين من قبل إحدى الذرتين فقط. تدعى الذرة التي قدمت الزوج الإلكتروني لتشكيل الرابطة المشتركة التساندية بالذرة المانحة، بينما تدعى الذرة التي استقبلت هذا الزوج الإلكتروني بالذرة الآخذة.

مثال: تشكل شاردة الأمونيوم  $\text{NH}_4^+$ : تتشكل هذه الشاردة نتيجة لاتحاد شاردة الهيدروجين  $\text{H}^+$  مع جزيء النشادر  $\text{NH}_3$ . نلاحظ أن شاردة الهيدروجين تحتوي على مدار ذري فارغ، بينما يحتوي جزيء النشادر على زوج إلكتروني حر ناتج عن ترتيب الإلكترونات والذي يعبر عنه بالشكل:





بنية الشبكة المعدنية لعنصر الليثيوم

### أفكار رئيسية:

- 1- تعبر رموز لويس النقطي عن عدد الكترونات التكافؤ الموجودة في ذرة عنصر ما.
  - 2- في حالة الرابطة المشتركة يتشارك زوج من الالكترونات بالذرتين المرتبطتين بالرابطة. وفي حالة الروابط المتعددة المشتركة ، يتشارك زوجان أو ثلاثة أزواج من الالكترونات وبالتالي يمكن أن توجد بين ذرات رابطتان أو ثلاثة روابط. تسمى الإلكترونات المساهمة بتشكيل روابط كيميائية بالكترونات التكافؤ.
  - 3- تقيس الكهرسلبية قابلية ذرة ما لجذب الالكترونات في الرابطة الكيميائية
  - 4- تسطيع قاعدة الثمانية أن تتنبأ بتشكيل عدد كاف من الروابط المشتركة في ذرة ما ، أي تحاط الذرة بثمانية الكترونات في طبقتها الخارجية (هذا بالنسبة لكل من الذرتين المرتبطتين برابطة مشتركة).
  - 5- قوة الرابطة هي مقياس لطاقة الرابطة.
  - 6- الرابطة الشاردية (الايونية) التي تشغل من فقدان الكترون في الطبقة الخارجية لعنصر معدني ويتحول الى شاردة سالبة والتجاذب بين هاتين الشاردتين يؤدي الى تشكيل مركب شاردي
  - 7- الرابطة التساندية المشتركة يمكن اعتبارها رابطة مشتركة لأنها ناتجة عن زوج الكتروني تقدمه ذرة الى ذرة أخرى تحوي مداراً شاغراً في الطبقة الخارجية
  - 8- والرابطة المعدنية تختلف عن الروابط الأخرى حيث ينظر الى الذرات المعدن وكأنها شوارد موجبة تختلف عن الكترونات التكافؤية تتحرك بحرية بين شوارد المعدن الموجبة بحيث تبدو وكأنها تسبح في بحر من الالكترونات
- 5- الروابط التي تنشأ بين الجزيئات

### 1-5- الرابطة الهيدروجينية Hydrogen Bond.

يعزى نشوء الرابطة الهيدروجينية إلى صغر ذرة الهيدروجين وقدرتها على التغلغل عميقاً في الغلاف الإلكتروني للذرة المجاورة الأكثر كهرسلبية (X) بشرط أن تكون ذرة الهيدروجين مرتبطة بالأصل برابطة مشتركة مع ذرة عالية الكهرسلبية (Z) في الجزيء الذي يحويها، مثل ذرة الفلور، والأوكسجين، والأزوت، وتمثل الرابطة الهيدروجينية عموماً بخط منقط كما يأتي:



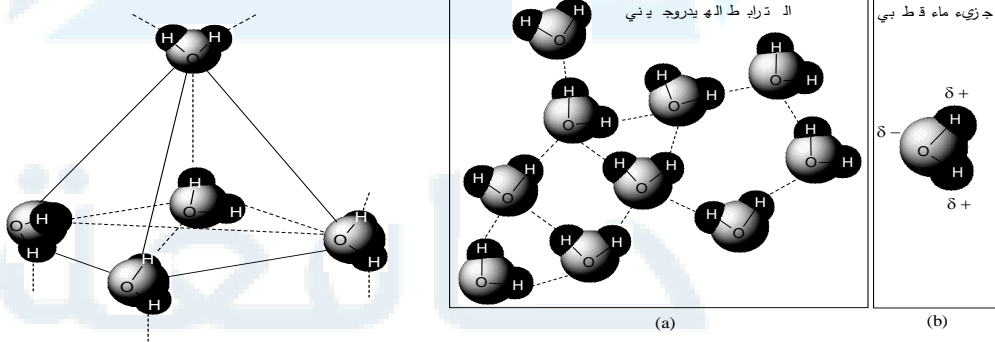
وترمز كل من Z و X إلى ذرات عناصر لا معدنية عالية الكهرسلبية، وصغيرة الحجم، وتمتلك الذرة X زوجاً واحداً على الأقل من الإلكترونات الحرة غير المشتركة.

ويفسر نشوء هذه الرابطة بأنه عندما ترتبط ذرة الهيدروجين برابطة مشتركة مع الذرة Z فإن الغمامة الإلكترونية لذرة الهيدروجين تتزاح نحو الذرة Z ذات الكهرسلبية العالية، وينتج عن ذلك ثنائي قطب؛ قطبه السالب هو الذرة Z، وقطبه الموجب هو ذرة الهيدروجين H، التي ينشأ بينها وبين الذرة العالية الكهرسلبية X في الجزيء المجاور تجاذب كهرساكن يؤدي إلى تكوين رابطة هيدروجينية.

تكون هذه الرابطة أقوى بكثير من قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية، نتيجة لذلك تمتلك الجزيئات التي تنشأ بينها روابط هيدروجينية قوى تجاذب أكبر بكثير من قوى التجاذب الأخرى التي تنشأ بين الجزيئات الأخرى المشابهة لها في الحجم والكتلة. فدرجة غليان الماء  $H_2O$  مثلاً تساوي  $100^\circ C$ ، وهي أعلى من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين  $H_2S$  وتساوي  $61^\circ C$ .

الترابط الهيدروجيني يكون مهماً في حالة  $H_2O$ ، وغير مهم في حالة  $H_2S$ ؛ لأن ذرة الأوكسجين ذات حجم صغير جداً، أو ذات كهرسلبية عالية. كما أن هذا الترابط هو الذي يجعل الماء سائلاً في الظروف العادية.

يبين الشكل التالي الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء في الحالة السائلة.



الشكل المفتوح للجليد، ويُظهر الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.

الترابط الهيدروجيني في الماء

(b) جزيء الماء قطبي جداً، (a) ينتج الترابط الهيدروجيني تجاذبات قوية بين جزيئات الماء.

إضافة إلى ما سبق تعدّ الروابط الهيدروجينية مسؤولة أيضاً عن التحكم في توجيه جزيئات الماء في الجليد كما هو مبين في الشكل السابق

فذرة الأوكسجين في جزيء الماء تمتلك أربعة أزواج إلكترونية؛ اثنان منهما مشتركان مع ذرتي هيدروجين، والاثنان الأخران غير مشتركين. وهذه الأزواج الأربعة مرتبة بشكل رباعي وجوه؛ لذلك تترتب جزيئات الماء في الحالة الصلبة بشكل يكون فيه أحدها في مركز رباعي الوجوه، وتحيط به أربعة جزيئات أخرى تقع على رؤوسه. ويسبب هذا

الترتيب امتلاك الجليد البنية المفتوحة للغاية، ويؤدي إلى زيادة حجم الفراغات قليلاً بين جزيئات الماء في حالة الجليد (بنية ضعيفة التراص) عن حجم جزيء الماء نفسه، مما يجعل الجليد أكبر حجماً من الماء السائل، وكثافة الجليد أقل من كثافة الماء السائل. ولهذا السبب تطفو الجبال الجليدية على سطح الماء في المحيطات

## 2-5- قوى فاندر فالس Van- der Waals forces

درس العالم الهولندي فاندر فالس هذه القوى عام 1873، فتبين أنها تختلف بطبيعتها عن القوى الشاردية والقوى التكافؤية وهي قوى ضعيفة غير موجهة ذات طبيعة كهربائية متعددة المنشأ، ونتيجة عن قوى التجاذب بين الجزيئات القطبية، فعندما تمتلك المادة جزيئات ذات صفة قطبية، مثل الماء، والنشادر، وكلوريد الهيدروجين، فإن هذه الجزيئات تشكل ثنائيات أقطاب يقترب بعضها من بعض بسبب تجاذب الأقطاب المتعاكسة في الإشارة. وإن هذا التجاذب بين الجزيئات القطبية في الحالتين السائلة والصلبة يكون أضعف بكثير من الروابط الشاردية أو المشتركة، وتساوي طاقتها حوالي 1% فقط من طاقة الرابطة المشتركة، وتتناقص شدتها بسرعة كلما ازدادت المسافات بين ثنائيات الأقطاب؛ لذلك فهي تنعدم في الحالة الغازية، ويمثل هذا النمط من التجاذب بالشكل الآتي:

