الروابط الكيميائية

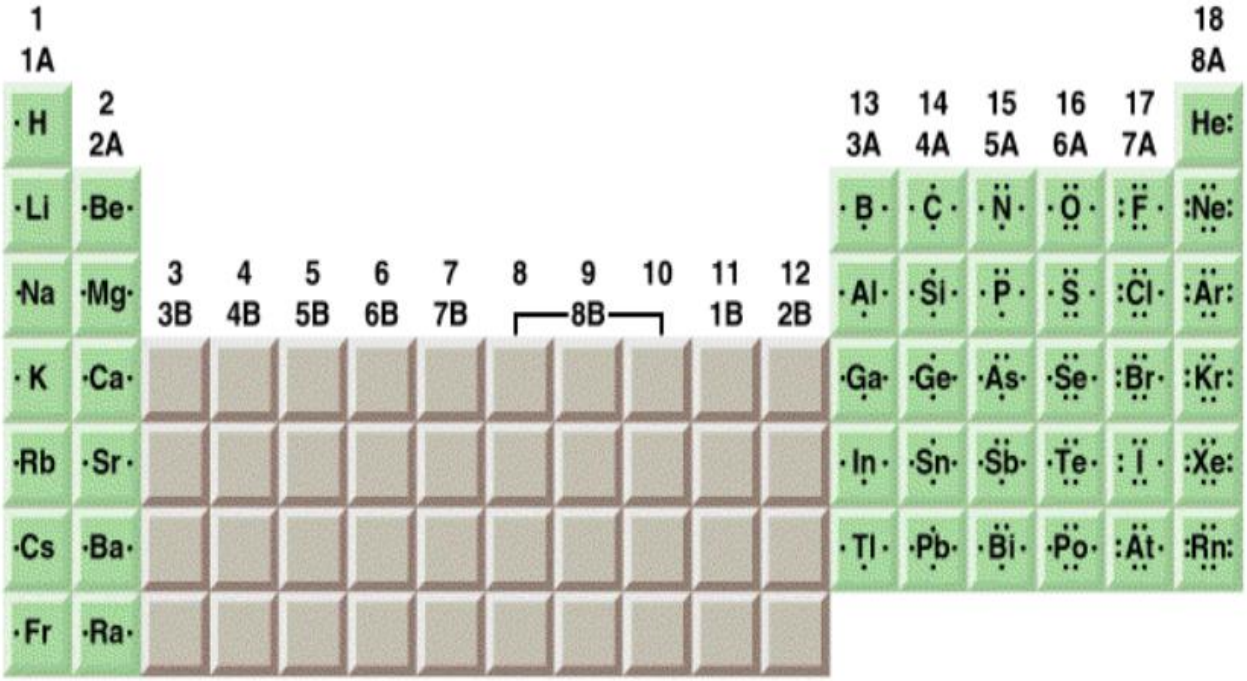
إن أغلب العناصر في الطبيعة لا توجد بشكل منفرد بشكل عام وبالشروط العادية، وإنما على شكل جزيئات مؤلفة من ذرتين أو أكثر مكوّنة ما يعرف بالجزيئات كالأكسجين، والأزوت، والماء وغيرها، مما يدل على أن أغلب العناصر تميل للارتباط ببعضها البعض بشكل أو بآخر. وهذا الارتباط لا يتم بصورة عشوائية وإنما يتم بآلية معينة **تحقق أخفض سوية طاقة ممكنة** من أجل استقرار الجزيء المتشكل. يسمى هذا النوع من الارتباط بالرابطة الكيميائية. ويكون الجزيء الناتج **متماسك لأن** التجاذب الحاصل بين البروتونات والإلكترونات أقوى من التنافر الحاصل بين البروتونات لنواتي الذرتين أو بين الإلكترونات التابعة للذرتين.

الإلكترونات والروابط الكيميائية:

رأينا من خلال دراسة الجدول الدوري أن الفصيلة الثامنة هي فصيلة الغازات الخاملة، وهي لا تتفاعل بشكل عام مع ذرات العناصر الأخرى، ولا ترتبط فيما بينها وتكون على شكل ذرات منفصلة. إن عدم ميل هذه العناصر للارتباط دليل على أن ذراتها ثابتة جداً، وأن طاقتها منخفضة إلى درجة يصعب إنقاصها بالارتباط مع ذرات أخرى.

وبملاحظة أن لجميع الغازات الخاملة ثمانية إلكترونات في الطبقة السطحية عدا الهيليوم الذي يحتوي على إلكترونين، نستنتج أن هذا التركيب ثابت ومستقر. وقد لاحظ العالم لويس أن العناصر الأخرى تكون فعالة، وذلك لعدم ملء الطبقة الإلكترونية الخارجية بثمانية إلكترونات، **ولدى ارتباط الذرات فيما بينها يسعى كل عنصر على الأغلب إلى بلوغ التركيب الإلكتروني الثابت لأقرب غاز خامل**، ويتم ذلك إما بربح إلكترونات أو خسارتها أو المشاركة بها، وتسمى فرضية لويس **بقاعدة المثَمن الكهربائي.**

تدعى الإلكترونات التي تشترك في تشكيل الرابطة بإلكترونات التكافؤ ويشار إليها حسب لويس بنقاط توضع حول رمز العنصر.



أنواع الروابط الكيميائية:

يمكن أن تتشكل الروابط الكيميائية بطرائق متعددة مثل ربح إلكترونات أو خسارتها أو المشاركة بها. فالعناصر الكهرجابية تخسر إلكتروناً أو أكثر من إلكتروناتها التكافؤية. والعناصر الكهرسلبية تكسب إلكتروناً أو أكثر. وتختلف طبيعة الرابطة الكيميائية المتشكلة بين ذرتين تبعاً للطريقة التي اتحدت بها الذرتين، وهي يمكن أن تكون:

1 – الرابطة الأيونية:

تتشكل عندما ينتقل إلكترون أو أكثر من احدى الذرتين المرتبطتين إلى الأخرى بشكل كامل فتشكل أيونات موجبة وأيونات سالبة، **وتنشأ الرابطة نتيجة التجاذب الكهربائي** الكائن بين الأيونات متعاكسة الشحنة.

يمكن توضيح الرابطة الشاردية في مركب كلور الصوديوم كما يلي: يوجد في الطبقة الخارجية لذرة الصوديوم إلكترون وحيد $3S^1$. وكما رأينا سابقاً أن طاقة التشرد لذرة الصوديوم منخفضة، لذلك يمكن نزع هذا الإلكترون بمقدار قليل من الطاقة، ويصبح لشاردة الصوديوم الموجبة ترتيباً إلكترونياً مساوياً للترتيب الإلكتروني للغاز الخامل نيون Ne . أما الترتيب الإلكتروني لذرة الكلور يدل على وجود سبعة إلكترونات في الطبقة

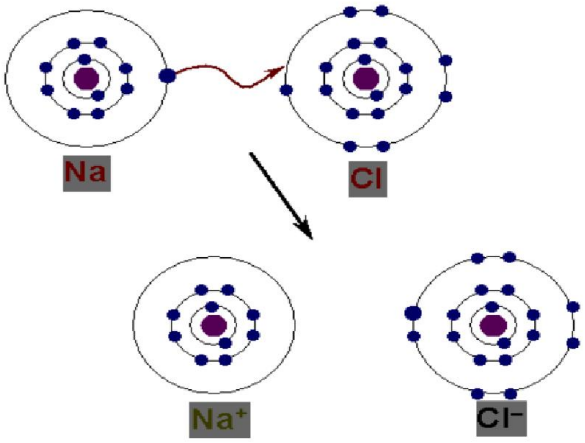
الخارجية، وطاقة تشردها عالية جداً وكهرسلبيتها أيضاً عالية جداً. لذلك تستقبل الإلكترون الذي فقدته ذرة الصوديوم ويصبح الترتيب الإلكتروني لشاردة الكلور السالبة مساوياً للترتيب الإلكتروني للغاز الخامل المجاور لها الأرغون Ar .

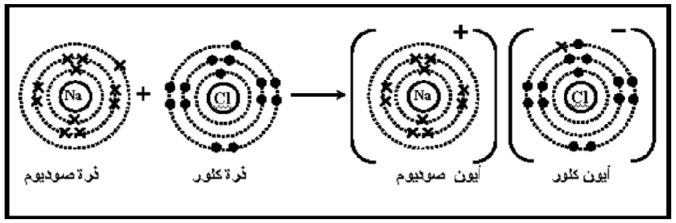
تجذب شوارد الكلور السالبة شوارد الصوديوم الموجبة ليتشكل المركب الشاردي كلور الصوديوم على هيئة بلورات صلبة، تحاط فيها كل شاردة صوديوم بستة شوارد من الكلور وكذلك، كل شاردة كلور تحاط بستة شوارد صوديوم. بمعنى آخر يساوي عدد شوارد الكلور عدد شوارد الصوديوم:

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$

$$Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$$





مثال آخر على تشكل الروابط الأيونية، المغنيسيوم والبروم:

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

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

$$Mg^{++} + 2Br^{-} \rightarrow MgBr_2$$

الخواص العامة للمركبات الأيونية:

تتميز المركبات الأيونية بالخصائص التالية:

1 - التركيب: بلورات صلبة تتكون من تجمّع الأيونات الموجبة (الكاتيونات) مع الأيونات السالبة (الأنيونات) في **شبكة بلورية لها شكل فراغي محدد**.

2 - درجة الانصهار والغليان: تتميز بارتفاع درجات انصهارها وغليانها وهذه الطاقة العالية تستهلك في تفكيك الشبكة البلورية بالتغلب على قوى التجاذب الكهربائي الكبيرة الموجودة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.

3 -الانحلال في المحلات القطبية: تنحل وتتفكك الشبكة البلورية للمركبات الأيونية عندما تنحل في المحلات القطبية مثل الماء لتباعد الأيونات الموجبة عن السالبة.

4 - التوصيل الكهربائي: يتميز مصهور ومحاليل المركبات الأيونية المائية بتوصيلها للتيار الكهربائي وذلك لتحرك أيوناتها الى الأقطاب المخالفة لشحنتها ويكون التوصيل الكهربائي عن طريق حركة الأيونات الحرة كما في حالة المصهور أو عن طريق حركة الأيونات المميهه كما في حالة المحاليل المائية.

5 - الصلابة: تتميز هذه البلورات عادة بصلابة متوسطة ووزن نوعي متوسط. وتزداد الصلابة كلما قلت المسافة الأيونية بين الأيونات (السالبة والموجبة)، وكلما كان المعدن أكبر بالشحن الكهربائية (تكافؤه أكبر).

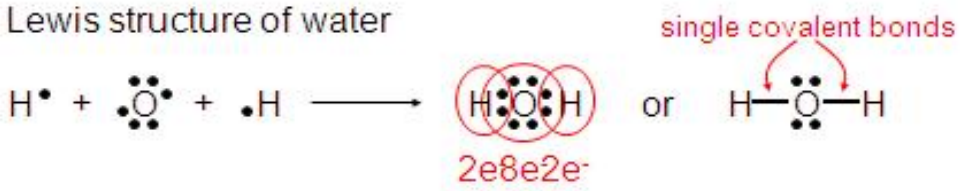
الرابطة المشتركة:

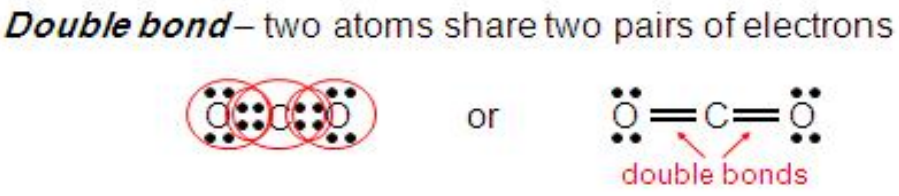
تتكوّن الرابطة المشتركة بين **ذرتين لعنصرين متقاربين في الكهرسلبية عن طريق المشاركة بزوج من الإلكترونات أو أكثر**، أي أن كل ذرة تساهم بنفس العدد من الإلكترونات التي تساهم به الذرة الأخرى ليتكوّن زوج أو أكثر من الإلكترونات، حتى تصل كل منهما إلى التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز خامل. والرابطة المشتركة تحدث بين عنصر معدني وعنصر لا معدني وتسمى عندئذ **الرابطة المشتركة القطبية**، أو بين العناصر اللامعدنية مع بعضها البعض وتسمى عندئذ **الرابطة المشتركة النقية**.

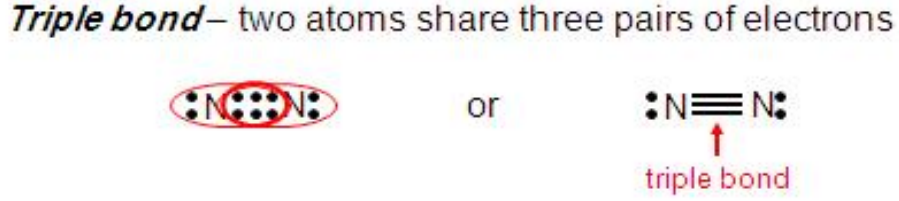
والزوج الإلكتروني للرابطة المشتركة منجذب بنواتي الذرتين، وهذا التجاذب هو المسؤول عن تماسك الذرتين مع بعضهما. **والإلكترونات المشاركة هي إلكترونات التكافؤ** لكلا الذرتين. وتصبح كل ذرة تملك نتيجة المشاركة الإلكترونية عدداً من الإلكترونات مساوياً لإلكترونات غاز خامل. فمثلاً الترتيب الإلكتروني لذرة الفلور تبين وجود إلكترون مفرد في أحد المدارات 2P وهو الإلكترون المشارك بالرابطة، وينتج عن ذلك امتلاء مدارات الطبقة الخارجية مثل غاز خامل له نفس عدد الإلكترونات. امتلاء الطبقة الخارجية يذكّر بقاعدة تعرف باسم قاعدة المثمن الكهربائي كما مر معنا، وهذه مطبقة على كل الغازات النبيلة ما عدا غاز الهليوم الذي يحوي إلكترونين فقط.

ومثال آخر يبين الارتباط بين أكثر من ذرتين لتشكيل روابط مشتركة ولتكن جزيئة الماء. يبدو من صيغة لويس لجزيئة الماء أن في ذرة الأكسجين إلكترونان فرديّان في الطبقة الخارجية وبوساطتهما يمكن تشكيل رابطتان مشتركتان، لأن ذرة الهيدروجين تحوي إلكتروناً مفرداً قادراً على المشاركة.

ويمكن أن تتشكل ما يسمى الرابطة المشتركة الثنائية وكذلك الرابطة الثلاثية في العديد من المركبات كما في مركب CO_2 وجزيئات غاز الآزوت N_2 على التوالي وغيرهما. **ويتدرج طول الروابط كما يلي: الرابطة الأحادية > الرابطة الثنائية > الرابطة الثلاثية.**

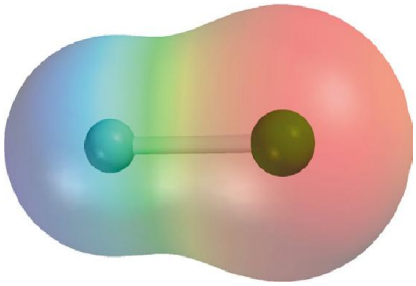






الرابطة المشتركة القطبية:

هي رابطة تنشأ بين ذرتين يكون الفرق في الكهرسلبية بينهما أكثر من (0.3) وأقل من (1.7) وعادة تتكوّن بين (**لا معدن مع شبه معدن**) ويكون فيها الزوج الإلكتروني الرابط أقرب إلى الذرة التي لها الكهرسلبية الأعلى، ومن أمثلتها: PF_3 ,H-N ,H-O ,H-Br ,H-Cl وتمثل قطبية الرابطة بسهم يتجه نحو الذرة الأعلى في الكهرسلبية.



تزداد قوى التجاذب بين الجزيئات بازدياد قطبية الجزيئات وبالتالي **فإن السوائل ذات الجزيئات القطبية لها ضغط بخاري أقل ودرجة غليان أعلى مقارنة بالسوائل غير القطبية التي لها كتلة جزيئية مماثلة للجزيئات القطبية.**

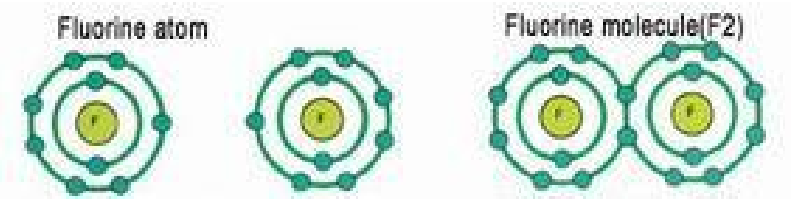
الرابطة المشتركة غير القطبية (النقية):

الرابطة المشتركة غير القطبية هي رابطة تنشأ بين ذرتين متماثلتين أو متقاربتين في الكهرسلبية أو بين (لا معدن مع لا معدن) كما في الأمثلة التالية:

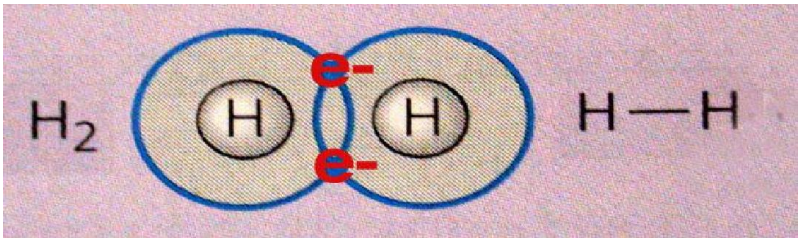
Cl-Cl , N-N , H-C , F-F , C-I

مثال:

- الرابطة بين ذرتي الفلور في جزيء الفلور:



- الرابطة بين ذرتي هدروجين:



إذاً في الحالة التي تكون كلٍ من الذرتين لهما القدرة نفسها على جذب الإلكترونات بدرجات متساوية فإن زوج الإلكترونات يقضي وقتاً متساوياً بين كل من الذرتين وتكون شحنة كلٍ منهما تساوي صفر. **وبما أن قوة التجاذب تتمركز في نفس منطقة التشارك لذلك فإن الإلكترونات ليست حرة الحركة ولا توصل التيار لكهربائي.**

ومن الأمثلة الأخرى على الرابطة المشتركة هو اتحاد أيونات الكبريت، أو الكربون، أو السيليكون، لتكوين المواد العنصرية. فمثلاً يحتوي الكربون على أربعة إلكترونات تكافؤ ضمن الطبقة الخارجية لذلك فهو يتشارك مع أربع ذرات أخرى من الكربون ليصل إلى مرحلة الاستقرار وكل ذرة أيضا تكون مرتبطة مع أربع ذرات أخرى وهكذا. وبالنهاية يتكون شبكة بلورية قوية جداً لمركب الألماس وهي حالة خاصة في تشكيل المركبات المشتركة التي تتميز بلوراتها بدرجات انصهار وغليان مرتفعة جداً.

الخواص العامة للمركبات المشتركة:

- قابلية البلورات للانحلال في الماء ضعيفة جداً، وبالتالي لا تكّون أيونات حرة مختلفة الشحنة في الماء، وبما أنها لا تتأين فهي غير موصلة للتيار الكهربائي.

- تتميز بلوراتها أيضاً بأنها لا تنقل الحرارة والكهرباء لأن جزيئاتها غير حلوله بالماء، كون الأيونات هي التي تنقل التيار الكهربائي نتيجة انتقالها نحو الأقطاب المخالفة لشحنتها عند مرور التيار الكهربائي.

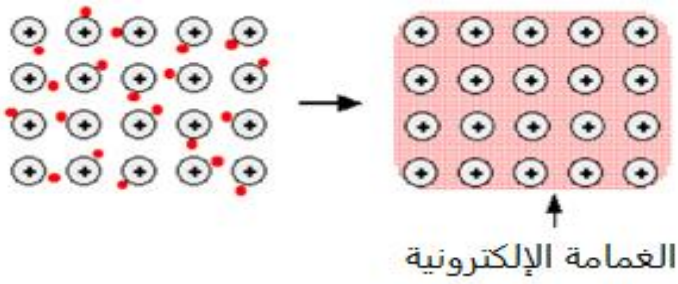
الرابطة المعدنية:

جميع المعادن (ماعدا الزئبق) توجد في الحالة العنصرية بشكل صلب، ولعل سبب ذلك هو تلك الروابط القوية التي تربط بين ذرات المعدن مع بعضها البعض. وبما أن المعادن التي تتشكل بوساطة الرابطة المعدنية، تعتبر جيدة النقل للتيار الكهربائي فهذا يدل على أن إلكتروناتها تعتبر حرة الحركة ضمن الشبكة البلورية للمعدن وليست مقيدة مثل الرابطة المشتركة. **لذلك نستطيع أن**

نفسر ذلك بأن الوحدة البنائية للمعادن قد تشكلت بوساطة التحام الأنوية للأيونات الموجبة الشحنة مع بعضها البعض وتكون محاطة بإلكترونات التكافؤ الحرة، فإلكترونات التكافؤ السالبة الشحنة تشكل ما يعرف بالغمامة الإلكترونية حول الأنوية، ولا تكون مرتبطة مع أي واحدة منها بالذات، أي جميع الأنوية تتشارك بجميع إلكترونات.

بهذه الطريقة تكون إلكترونات التكافؤ حرة الحركة وتستطيع الانتقال من نواة إلى أخرى وحتى خارج نطاق المعدن. لذلك يمكن اعتبار الرابطة المعدنية التي توجد في المواد العنصرية الصلبة حالة خاصة من حالات الرابطة المشتركة، فكل ذرة بدورها تشارك إلكتروناتها مع عدد قليل من الذرات المجاورة، ويجب أن تكون الإلكترونات المشتركة قادرة على الحركة في جميع الاتجاهات لذا يمكن تخيل المعادن على أنها مجموعة من أيونات موجبة غارقة في بحر من الإلكترونات السالبة.

بما أن ارتباط إلكترونات مستويات الطاقة الخارجية بالنواة ضعيفاً في ذرات المعدن. لذلك تحتاج إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي كمية صغيرة من الطاقة لتنفصل عن النواة. ففي درجة حرارة الغرفة تفقد ذرات المعدن إلكترونات من مستويات طاقتها الخارجية لتشكل غمامة من الإلكترونات. تكسب هذه الذرات شحنة موجبة بعد تركها الطبقة الأخيرة وتصبح شوارد موجبة. وهكذا يمكن اعتبار المعدن كمجموعة من الشوارد الموجبة المحاطة بعدد ضخم من الإلكترونات الحرة مشكلة غمامة إلكترونية كما هو موضح الشكل الاتي:



قوة التجاذب الكهرساكنة بين الغمامة الإلكترونية والشوارد الموجبة تشكل ما يعرف بالرابطة المعدنية. وبما أن الإلكترونات الحرة ترتبط بذرات مختلفة في أوقات مختلفة ولفترة زمنية صغيرة، لهذا السبب يكون الارتباط المعدني أضعف من الارتباط الأيوني.

صفات الرابطة المعدنية:

1 - قابلية المعادن العالية لتوصيل الكهرباء والحرارة بسبب وجود الإلكترونات الحرة.

2 - سهولة تشكيل المعادن لأنها تتميز بخواص اللدونة العالية وقابلية السحب والمتانة نتيجة لانزلاق الذرات فوق بعضها بسبب ضعف الرابطة المعدنية، حيث تسبب قوة ضعيفة انزلاق مستويات الذرات فوق بعضها بعضاً.

3 -المعادن الصلبة ذات لمعان واضح حيث أن الإلكترونات تمتص الطاقة، فعندما يسقط الضوء على السطح المعدني تمتص الإلكترونات الطاقة الضوئية وتثار، لهذا يبدأ الإلكترون بالتأرجح ويصدر إشعاعات ضوئية فتظهر المكونات الصلبة ذات لمعان.

4 - يلعب عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة المعدن دوراً مهماً في قوة الرابطة المعدنية، فكلما ازداد عدد الإلكترونات الحرة كلما زادت قوة الرابطة المعدنية وأصبحت ذرات المعدن أكثر تماسكاً والجدول التالي يوضح ذلك:

المعدن	عدد الإلكترونات التكافؤ	الصلابة	درجة الانصهار
الصوديوم	1	لين	98
المغنيزيوم	2	طري	150
الألمنيوم	3	صلب	660

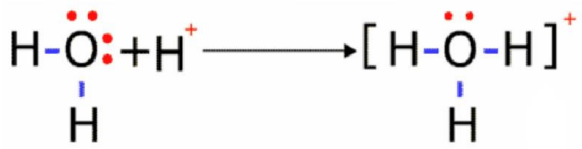
الرابطة التساندية:

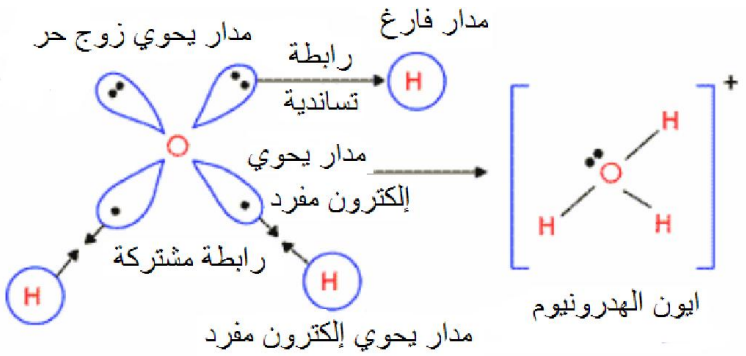
رأينا أن الزوج الإلكتروني في الرابطة المشتركة يأتي بمساهمة كل ذرة مرتبطة بإلكترون، ولكن هناك حالة يمكن أن تساهم بها احدى الذرتين بالزوج الإلكتروني الرابط، حيث تملك احدى الذرتين زوج إلكتروني غير مرتبط يمكن أن تمنحه لذرة أخرى تسمى الذرة المانحة بينما الأخرى تسمى الآخذة. يدعى هذا النوع من الروابط بالروابط التساندية، وهي لا تختلف بخواصها بعد تشكيلها عن خواص الرابطة المشتركة. تنتشر هذه الرابطة بشكل واسع في معظم المركبات التي تسمى بالمركبات المعقدة، حيث تظهر شحنة موجبة على الذرة المانحة وشحنة سالبة على الذرة الآخذة للإلكترونات. ومن أمثالها الحموض الأكسجينية، كحمض الكبريت وحمض فوق الكلور.

ويرمز للرابطة التساندية بسهم يتجه من الذرة المانحة للزوج الإلكتروني الى الذرة الآخذة للتمييز بينها وبين الروابط الأخرى. وسنوضح عملية تشكل الرابطة التساندية بأمثلة:

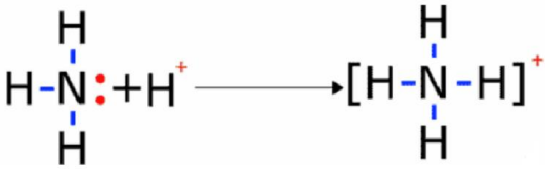
مثال : أيون الهيدرونيوم: H_3O^+

تحتوي ذرة الأكسجين في جزئ الماء على زوج من الإلكترونات الحرة أما أيون الهيدروجين الموجب (بروتون) والناتج عن انحلال الأحماض في الماء، فإنه يحتوي على مدار فارغ، تمنح ذرة الأكسجين هذا الزوج من الإلكترونات إلى أيون الهيدروجين الموجب ليتكون أيون هيدرونيوم H_3O^+ موجب:



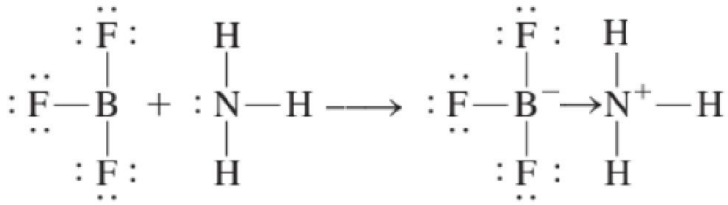


مثال: أيون الأمونيوم: NH_4^+



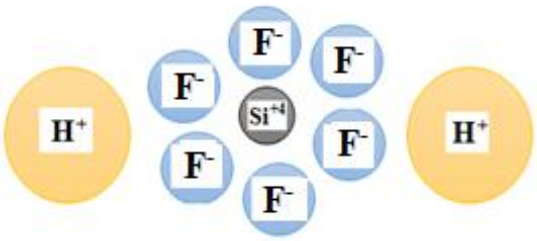
مثال: ثلاثي فلور البور النشادري:

تنشأ بين ذرة البور التي تحتوي في طبقتها الخارجية على ثلاثة إلكترونات فقط، وبين ذرة الآزوت رابطة تختلف عن الرابطة المشتركة بأن ذرة الآزوت في جزيء النشادر هي التي تقدم الزوج الإلكتروني بينما تستقبله ذرة البور في جزيء فلوريد البور لتتشكل الرابطة التساندية. وتشحن ذرة البور التي تستقبل هذا الزوج بشحنة سالبة، بينما تشحن ذرة الآزوت التي تمنح زوجها الإلكتروني الحر بشحنة موجبة.



مثال: حمض سداسي فلوريد السيليكون:

الصيغة الكيميائية لحمض سداسي فلوريد السيليكون هي: H_2SiF_6 حيث يتألف من أيون مركزي هو الأيون الأساسي المشكل للمعقد Si^{+4} يتموضع حولها الأيونات السالبة F^- لتشكل كرة مركزها السيليكون Si بينما تتموضع الأيونات الأخرى خارج الكرة مثل H^+ أو أي أيون آخر، مثلاً Na^+، ويمكن كتابة الصيغة باختصار $H_2[SiF_6]$ حيث تكون الشاردة $[SiF_6]^{-2}$ ذات شحنة سالبة. والشكل التالي يوضح صيغة المعقد.

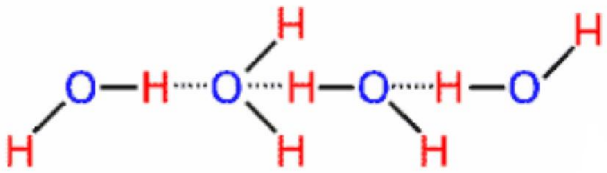


الرابطة الهدروجينية:

تنشأ هذه الرابطة نتيجة وجود استقطاب كهربائي في الجزيئات المتشكلة من ارتباط الهدروجين مع عنصر شديد الكهرسلبية مما يؤدي الى ظهور شحنة موجبة على ذرة الهدروجين وشحنة سالبة على العنصر الشديد الكهرسلبية، ويصبح بينهما ما يشبه الجسر الهدروجيني مشكلة معقدات أو بوليميرات وتمثل عادة هذه الروابط بنقاط.

تؤثر الرابطة الهدروجينية تأثيراً واضحاً على الصفات الفيزيائية للمواد التي توجد فيها، خاصة فيما يتعلق بارتفاع درجة غليانها حيث تشكل هذه الرابطة نوع من اللاصق بين الجزيئات. ويفسر ارتفاع درجة الغليان بالطاقة الإضافية اللازمة لتحطيم هذا اللاصق (الرابطة الهدروجينية) وتحرير الجزيئات كي تستطيع التحول الى الشكل الغازي. وكمثال على ذلك جزيئات الماء:

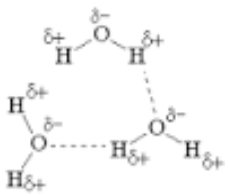
تؤدي الكهرسلبية العالية للأكسجين الى جذب قوي للإلكترونات المشتركة مما يجعل ذرة الهدروجين أقرب الى أن تكون بروتوناً. الأمر الذي يؤدي الى ارتباطها بذرة أكسجين لجزيء ماء مجاور. ويبين الشكل التالي ارتباط جزيئات الماء مع بعضها البعض عن طريق هذه الرابطة.



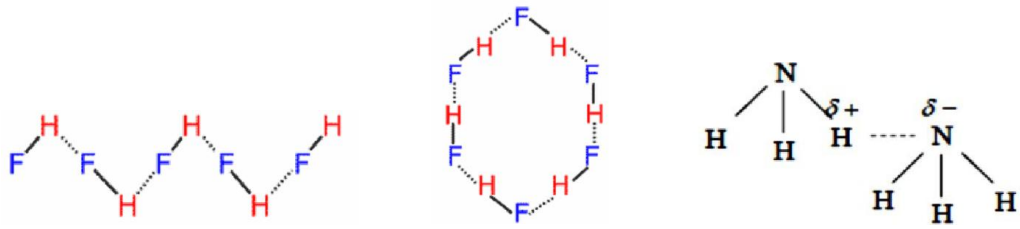
كما لابد من الإشارة إلى أنه يمكن اعتبار الرابطة الهيدروجينية نوعاً خاصاً من الارتباط ثنائي القطب، بحيث تكون إحدى الذرات ذرة هيدروجين (البروتون)، والذرة المرتبطة الأخرى ذات ألفة عالية لجذب الإلكترون من ذرة الهيدروجين (الأكسجين).

يؤدي هذا الترابط الى أن يوجد حول كل ذرة أكسجين أربع ذرات هدروجين، اثنان منها ترتبطان مع ذرة الأكسجين بروابط هدروجينية. ويأخذ هذا التجمع شكل رباعي وجوه مركزه ذرة الأكسجين، وتقع ذرات الهدروجين الأربع في زواياه بحيث تكون الزاوية بين رابطة وأخرى 109 درجة تقريباً.

يتوقف عدد الجزيئات المرتبطة على عدة عوامل كدرجة الحرارة، ونقاوة المياه، ويزداد عدد الجزيئات المرتبطة عندما يتجمد الماء إذ تصبح له بنية بلورية منتظمة تحوي بعض الفراغات بين الجزيئات **وهذا ما يفسر خفة الجليد المتشكل** بالمقارنة مع الماء. ونستنتج من ذلك أن جزيئة الماء لا توجد منفردة إلا إذا كانت في الحالة الغازية.



كذلك يمكن أن توجد هذه الرابطة في مركبات كثيرة مثل فلوريد الهدروجين حيث تتناوب ذرات الهدروجين وذرات الفلور، إما في شبكة مفتوحة أو مغلقة. والنشادر (الامونيا) أيضاً يشكل روابط هدروجينية.



شبكة مفتوحة　　شبكة مغلقة　　النشادر

بالإضافة الى ذلك، يمكن أن توجد الرابطة الهدروجينية في الحموض الكربوكسيلية، حيث تتشكل جزيئات ثنائية الحد. كما تلعب الروابط الهدروجينية دوراً هاماً في بعض الجمل البيولوجية، فبفضل هذه الروابط تلتف السلاسل الببتيدية بشكل حلزوني في البروتينات.

روابط فاندرفالس:

إن دراسة الرابطة الكيميائية بكل أشكالها أعطت إمكانية التبادل والتأثير بين الذرات والجزيئات، ولكنها لم تستطع تفسير بعض الظواهر التي تحدث بين الذرات أو الجزيئات، كحالة تحول الغازات الخاملة الى سائل وبعدها بالتجمد الى حالة صلبة علماً أنها خاملة ولا تتحد في جزيئات ولا يوجد بين ذراتها أي تبادل. فقد وجد العالم فاندرفالس أن تحول الغازات الخاملة الى الحالة السائلة وبعدها الى الحالة الصلبة، يعني وجود تجاذب بين ذراتها نتيجة الفعل المتبادل بين إلكترونات وأنوية هذه الذرات. وهي قوى ضعيفة دعيت بقوى فاندرفالس، وهي تؤثر في جميع الذرات والجزيئات. وتتناسب بشكل عام مع زيادة الكتلة الجزيئية، حيث يلاحظ ازدياد درجة الغليان بازدياد عدد الإلكترونات في الذرات، أي أن هناك علاقة طردية بين درجات الغليان وزيادة عدد الإلكترونات وبالتالي ازدياد الكتلة الجزيئية كما نلاحظ من الجدول التالي:

المادة	درجة الغليان C^o	المادة	درجة الغليان C^o
He	-296	F_2	-187
Ne	-246	Cl_2	-34.6
Ar	-186	Br_2	58.7

Kr	-152	I_2	184
Xe	-108		

وليست درجة الغليان إلا مقياس للطاقة التي يجب بذلها للتغلب على قوى فاندرفالس كي يتحول الجسم الى جزيئات منفردة. وقد تبين أن هذه القوى توجد بشكل عام في المركبات اللاقطبية، **حيث فسر العالم لندن** عام 1928 الآلية التي تحدث فيها هذه القوى بالشكل التالي:

ينشأ عن حركة الإلكترونات الدائم في الجزيئات استقطاب مؤقت، أي عدم توازن في توزيع الشحنات الالكترونية داخل الذرة، أي في أحد أطراف الجزيء يصبح سالباً والطرف الآخر موجباً. ويؤدي هذا الى تجاذب الجزيئات لفترة قصيرة جداً. ومحصلة هذه التجاذبات المؤقتة هي قوى فاندرفالس. وطاقة هذه الروابط ضعيفة بحيث أنها لا تتجاوز 1 kcal/mol.

طاقة الرابطة:

نعرّف طاقة الرابطة بأنها كمية الطاقة المطلوبة لتحطيم مول واحد من الروابط ويعبَر عنها بوحدة الجول/مول J / mol أو الكالوري/مول cal/mol أو مضاعفاتها.

وتعتبر **طاقة الرابطة سالبة** أثناء تشكل الرابطة، لأن الطاقة تتحرر لتشكيل الرابطة. ومن ناحية أخرى **تعتبر موجبة** عندما تتحطم الروابط، لأن الطاقة تكون ضرورية لتحطيم الرابطة. فمثلاً، تشكل مول من الهيدروجين، يترافق بتحرير طاقة تقدّر بحوالي (104 kcal/mol).

$$2H_{(g)} \rightarrow H_{2\,(g)} \qquad \Delta H = -104\ kcal/mol$$

ولتحطيم جزيء الهدروجين، ينبغي تقديم الكمية نفسها من الطاقة.

$$H_{2\,(g)} \rightarrow 2H_{(g)} \qquad \Delta H = +104\ kcal/mol$$