شارح: أنواع الروابط الكيميائية

في هذا الشارح، سوف نتعلَّم كيف نَصِف الأنواع المختلفة للروابط الكيميائية، ونفهم مفهوم التكافؤ، ونمثِّل الروابط الكيميائية باستخدام بِنَى لويس.

تميل الذرات لأن تكون غير مستقرة عندما تكون غير مرتبطة، وتكون أكثر استقرارًا بصورة ملحوظة عندما ترتبط معًا في صورة مُركَّبات. ترتبط بعض الذرات معًا لتكوين جزيئات بسيطة مترابطة تساهميًّا مثل الماء (H_2O) أو الأكسجين (O_2). وبعضها الآخر يرتبط معًا لتكوين بِنَى شُبيكية ضخمة. ويشمل هذا كلًّا من الشُّبيكة الأيونية والفلزية. وعادةً ما تحتوي الجزيئات المترابطة تساهميًّا على ذرتين أو ثلاث ذرات، أما الشُّبيكة الضخمة فيمكن أن تحتوي على عدد هائل لا يمكن تصوره من الذرات أو الأيونات. يمكن أن تكوِّن الذرات أنواعًا مختلفة جدًّا من المركبات، وهذا سبب وجيه يدفعنا لفهم ما الذي يجعل بعض الذرات يكوِّن مركبات تساهمية، ويكوِّن بعضها الآخر بِنَى شبيكية ضخمة.

تعريف: الروابط الكيميائية

الروابط الكيميائية هي القوى التي تربط الذرات ببعضها البعض في الجزيئات.

مثال ١: فهم ما الذي يُعَد رابطة كيميائية وما الذي لا يُعَد رابطة كيميائية

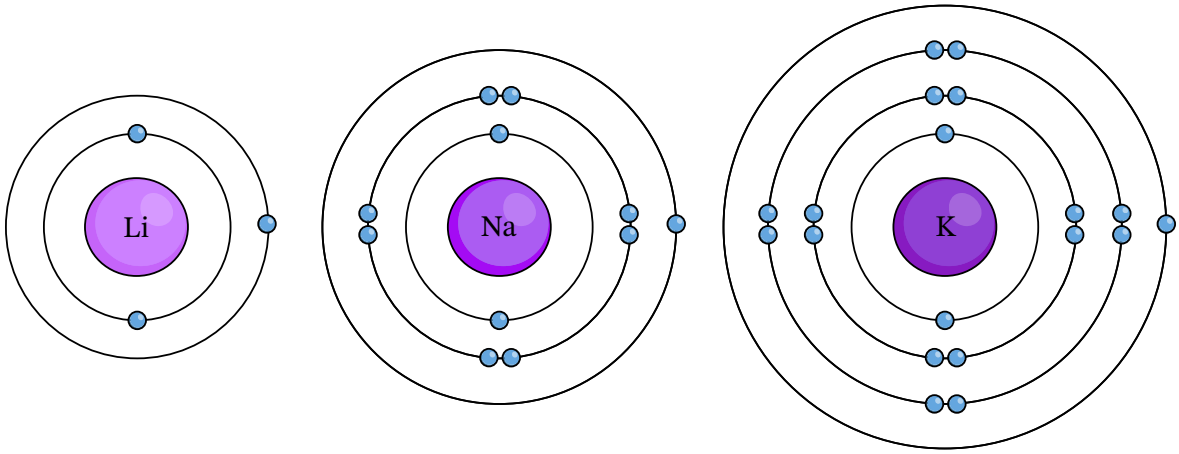
أي مما يلي **لا** يُعَد من أنواع الترابط الكيميائي؟

أ. الترابط الفلزي
ب. الترابط الأيوني
ج. الترابط النووي
د. الترابط التساهمي

الحل

يمكن أن ترتبط الذرات معًا وتكوِّن مركبات مترابطة تساهميًّا تحتوي على بضع ذرات فحسب، وقد ترتبط معًا وتكوِّن مركبات أيونية أو فلزية أكبر بكثير. وترتبط المركبات التساهمية بترابط تساهمي، والمركبات الفلزية والأيونية بترابط فلزي وأيوني. ومن ثَمَّ، فالخيار ج، الترابط النووي، لا يُعَد من أنواع الترابط الكيميائي.

تتحدد خواص الترابط لأي ذرة أو أيون بعدد إلكترونات التكافؤ. وإلكترونات التكافؤ هي إلكترونات الذرة أو الأيون التي لا يمكن تصنيفها على أنها إلكترونات داخلية. أي إنها الإلكترونات التي لا تشكِّل الأغلفة الإلكترونية الداخلية. بل تشكِّل الأغلفة الإلكترونية الخارجية. بإمكاننا فهم إلكترونات التكافؤ فهمًا أفضل إذا تناولنا الأغلفة الإلكترونية لبعض ذرات العناصر الممثلة من المجموعة 1. يوضح الشكل الآتي الأغلفة الإلكترونية لذرات ثلاثة عناصر من المجموعة 1. وهي ذرات الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم على الترتيب، من اليسار إلى اليمين.



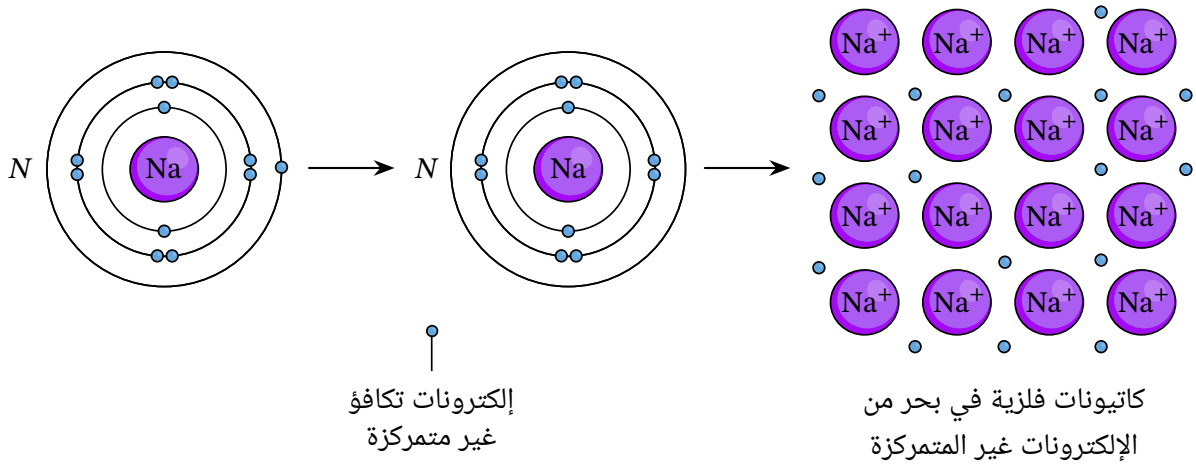
يمكننا أن نلاحظ أن الليثيوم له ثلاثة إلكترونات كلية فحسب، وللبوتاسيوم تسعة عشر إلكترونًا. وللصوديوم عدد إلكترونات كلي بين هذين الحدين. يوضح الشكل أن ذرات عناصر المجموعة 1 تحتوي على عدد مختلف من الإلكترونات الكلية، لكن جميعها يحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. ويمكن القول إن جميعها يحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ؛ لأن جميعها يحتوي على إلكترون واحد في الغلاف الخارجي.

تعريف: إلكترونات التكافؤ

إلكترونات التكافؤ هي إلكترونات الذرات أو الأيونات الموجودة في الغلاف الإلكتروني الخارجي.

عادةً ما ينتهي الأمر بالعناصر لتكوين بنى شبيكية ضخمة مترابطة فلزيًّا إذا كان لها عدد صغير من إلكترونات التكافؤ. فذرات عناصر المجموعة 1 تكوِّن شبيكات مترابطة فلزيًّا لأن لها إلكترون تكافؤ وحيدًا. ويوضح الشكل الآتي كيف تكوِّن ذرات الصوديوم شبيكة فلزية ضخمة. يمثِّل الشكل الإلكترونات بدوائر زرقاء، ويشير الحرف N إلى عدد كبير.

يوضح الشكل أن ذرات الصوديوم تتحول فعليًّا إلى أيونات صوديوم موجبة الشحنة عندما تندمج إلكترونات تكافؤها معًا وتكوِّن بحرًا من الإلكترونات السالبة الشحنة. وغالبًا ما تسمى إلكترونات التكافؤ إلكترونات غير متمركزة عند انفصالها عن الذرات في الشبيكة الفلزية. ويرجع ذلك جزئيًّا إلى أن إلكترونات التكافؤ ذات نزعة كبيرة للحركة. إضافة إلى أن إلكترونات التكافؤ لا تظل قريبة من أي كاتيون فلزي بعينه. وتميل البِنَى الشُّبيكية الفلزية لأن تكون مستقرة نسبيًّا نظرًا لقوى التجاذب الكهروستاتيكي الكبيرة بين الكاتيونات الفلزية وبحر الإلكترونات السالبة الشحنة.



تعريف: الترابط الفلزي

الترابط الفلزي هو قوة التجاذب الكهروستاتيكي القوية التي تنشأ بين الكاتيونات الفلزية الموجبة الشحنة والإلكترونات غير المتمركزة.

مثال ٢: الروابط التي تكوِّنها ذرات الصوديوم

تحتوي كلُّ ذرة من ذرات الصوديوم على إلكترون تكافؤ وحيد، مثل ذرات الهيدروجين. أيٌّ من التالي يَصِف الترابط بين ذرات الصوديوم؟

أ. إلكترونات تكافؤ الصوديوم غير مُتمركِزة، ويَنْتج عن ذلك شبيكة مستقرة بفعل تكوين روابط فلزية.

ب. لا تُشارِك إلكترونات تكافؤ ذرات الصوديوم في تكوين الروابط.

جـ. تُشارَك إلكترونات تكافؤ ذرات الصوديوم، ويَنْتج عن ذلك جزيئات ثنائية الذرة ذات روابط تساهمية أحادية.

د. تُشارَك إلكترونات تكافؤ ذرات الصوديوم، ويَنْتج عن ذلك جزيئات ثنائية الذرة ذات روابط تساهمية ثنائية.

هـ. تُزَال إلكترونات تكافؤ الصوديوم، ويَنْتج عن ذلك شُبيكة مستقرة بفعل تكوين روابط أيونية.

الحل

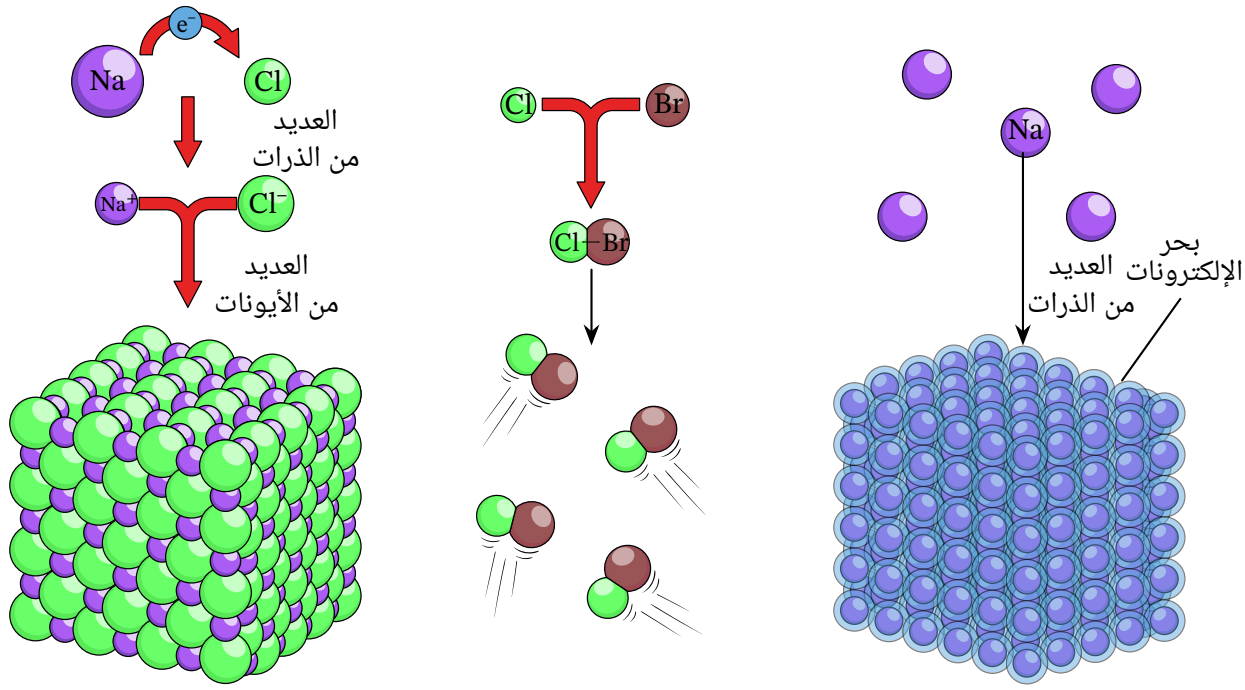
الصوديوم أحد عناصر المجموعة 1 التي تحتوي على إلكترون تكافؤ وحيد. وتتحوَّل ذرات الصوديوم فعليًّا إلى أيونات صوديوم موجبة الشحنة عندما تندمج إلكترونات تكافؤها معًا وتكوِّن بحرًا من الإلكترونات السالبة الشحنة. وغالبًا ما تسمى إلكترونات التكافؤ إلكترونات غير متمركزة عند انفصالها عن الذرات في الشبيكة الفلزية. ويرجع ذلك جزئيًّا إلى أن إلكترونات التكافؤ ذات نزعة كبيرة للحركة. إضافة إلى أن إلكترونات التكافؤ لا تظل قريبة من أي كاتيون فلزي بعينه. وتميل شبيكة الصوديوم لأن تكون مستقرة نسبيًّا نظرًا لقوى التجاذب الكهروستاتيكي القوية بين الكاتيونات الفلزية وبحر الإلكترونات السالبة الشحنة. يمكن استخدام العبارات السابقة لتحديد أن الخيار أ هو الإجابة الصحيحة لهذا السؤال.

إن الترابط الفلزي ليس إلا نوعًا واحدًا من أنواع الترابط الكيميائي. هناك على الأقل نوعان آخران من أنواع الترابط الكيميائي علينا التعرف عليهما في هذا الشارح. فهناك الترابط الأيوني المسئول عن تكوين مركبات أيونية، والترابط التساهمي المسئول عن تكوين مركبات تساهمية. تتكوَّن المركبات الأيونية من أيونات متعاكسة الشحنة. وتحتوي على عدد هائل من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة مرتبة معًا في شبيكة ضخمة ثلاثية الأبعاد. ويكون كل أيون من هذه الأيونات الموجبة الشحنة محاطًا بأيونات سالبة الشحنة، وكل أيون من الأيونات السالبة الشحنة محاطًا بأيونات موجبة الشحنة. وتكون الروابط الأيونية هي القوى الكهروستاتيكية القوية بين الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة في الشبيكة الأيونية. إن الروابط الأيونية قوية ويصعب كسرها. إذ يتطلب الأمر عادةً قدرًا كبيرًا من الطاقة للتغلب على قوى الترابط الكهروستاتيكي بين الأيونات المتعاكسة الشحنة في الشبيكة الأيونية.

تتكوَّن الروابط الأيونية عادةً عندما تنتقل إلكترونات التكافؤ من ذرات فلز إلى ذرات لا فلز. وينتُج عن عملية انتقال الإلكترونات أيونات متعاكسة الشحنة يتجاذب بعضها مع بعض. حيث تتحول ذرات الفلز إلى أيونات موجبة الشحنة لأنها تفقد إلكترونات، وتتحول ذرات اللافلز إلى أيونات سالبة الشحنة لأنها تكتسب إلكترونات. فتنجذب هذه الأيونات المتعاكسة الشحنة بعضها نحو بعض مكوِّنة بذلك شبيكة ثلاثية الأبعاد في النهاية. وتكون الروابط الأيونية هي القوى الكهروستاتيكية القوية بين الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة في الشبيكة الأيونية الثلاثية الأبعاد. وعادةً ما يكون هناك فراغ صغير جدًا بين الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة في الشبيكة الأيونية.

يُعَد الترابط التساهمي نوعًا آخر من الترابط الكيميائي. تتكوَّن الروابط التساهمية عندما تشارك ذرة لا فلز إلكترونات تكافؤها مع ذرة لا فلز أخرى. وعادةً ما تكون المركبات التساهمية صغيرة جدًا. فعادةً ما تكون أصغر من النانومتر الواحد، ولا يمكن أن تحتوي على أكثر من ذرتين أو ثلاث ذرات مفردة. إن المركبات التساهمية بِنَى مثيرة للاهتمام لأنها لا تحتوي على أيونات موجبة الشحنة أو سالبة الشحنة. بل تحتوي على ذرات غير مشحونة أو مشحونة جزئيًا مثل الهيدروجين والأكسجين. ولا تتكوَّن نتيجة انتقال الإلكترونات بين الذرات. بل نتيجة مشاركة إلكترونات التكافؤ بين الذرات.

يمثِّل الشكل الآتي ثلاثة أنواع مختلفة من أنواع الروابط الكيميائية. من المهم أن ندرك بأن الشكل لا يوضح أي إلكترونات داخلية. بل يوضح إلكترونات التكافؤ فقط. ويوضح الشكل أن إلكترونات تكافؤ الفلزات غير مرتبطة بأي ذرة فلز. كما يوضح أن إلكترونات تكافؤ المركبات الأيونية والتساهمية مرتبطة بأيونات أو ذرات مفردة.



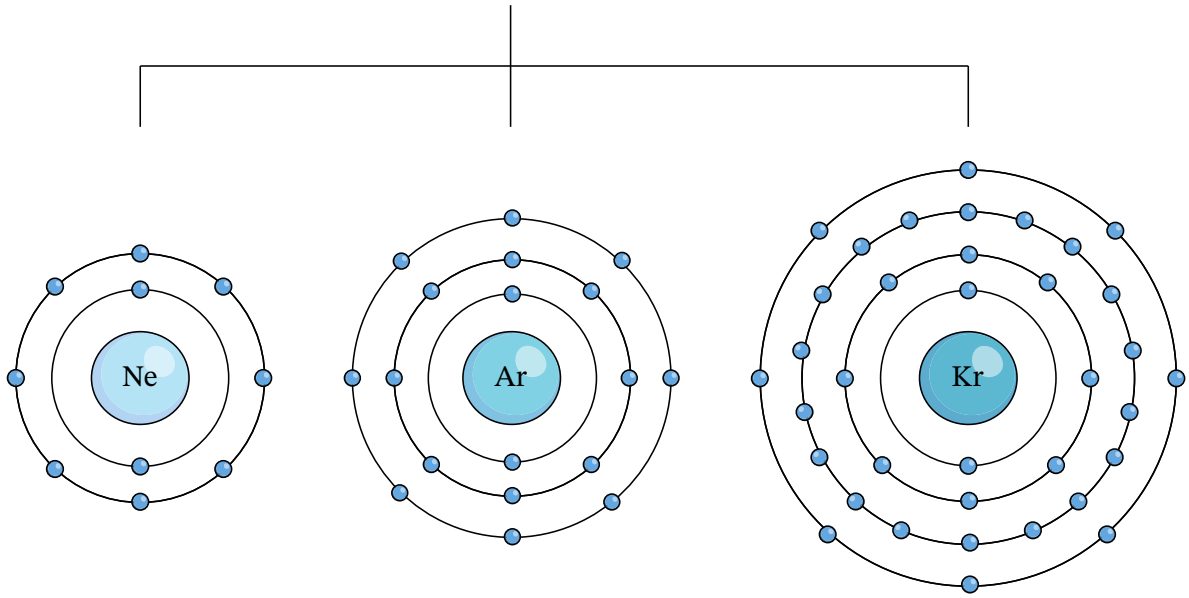
تشير الفقرات السابقة إلى أن هناك نقاط تشابه مهمة بين أنواع الترابط الكيميائي المختلفة. فالمركبات الفلزية والأيونية كل منهما تحتوي على أيونات مضغوطة بإحكام في شبيكة ثلاثية الأبعاد، كما أوضحنا. وتُحافِظ قوى التجاذب الكهروستاتيكي القوية بين الكاتيونات وبحر الإلكترونات غير المتمركزة أو الأيونات متعاكسة الشحنة على بنية كلا الشبيكتين.

توضح الفقرات السابقة أيضًا أن هناك العديد من الاختلافات المهمة بين أنواع الترابط الكيميائي المختلفة. فقد ذكرنا أن المركبات التساهمية تحتوي على ذرات متعادلة الشحنة أو مشحونة جزئيًا، وأن المركبات الأيونية تحتوي على مزيج من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة. كما ذكرنا أن المركبات التساهمية عادةً ما تكون صغيرة للغاية، في حين تكون الشبيكة الفلزية أو الأيونية كبيرة للغاية. إن أحد أكثر الفروق أهمية بين أنواع الترابطات الفلزية واللافلزية هو وجود الإلكترونات غير المتمركزة أو غيابها. فالفلزات تحتوي على بحر من الإلكترونات غير المتمركزة، لكن لا توجد إلكترونات غير متمركزة مماثلة في المركبات المترابطة تساهميًا أو أيونيًا. يلخص الجدول الآتي معظم المعلومات الموضحة في الفقرات السابقة.

		شُبيكة ضخمة	جزيئات بسيطة
نوع الترابط	فلزي	أيوني	تساهمي
المواد التي لها هذه البنية	الفلزات	مركبات من الفلزات واللافلزات	العناصر اللافلزية وبعض المركبات الفلزية أو اللافلزية
أمثلة	والمغنيسيوم، والبوتاسيوم،الصوديوم	وأكسيد المغنيسيوم،كلوريد الصوديوم	وثاني أكسيد الكربون، والماء،جزيء الهيدروجين
الجسيمات التي تحتوي عليها	كاتيونات محاطة بإلكترونات غير متمركزة	أيونات متعاكسة الشحنة	ذرات متعادلة أو مشحونة جزئيًا
الروابط بين الجسيمات	روابط فلزية قوية	روابط أيونية قوية	قوى ضعيفة بين الجزيئات وروابط تساهمية قوية داخل الجزيئات

يمكن استخدام قاعدة الثُّمانيات لشرح تكوين المركبات الأيونية والتساهمية، وهي افتراض علمي بسيط للغاية. وتنص هذه القاعدة على أن الذرة تميل لأن تكون مستقرة إذا كان لها ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل. يوضح الشكل الآتي التوزيع الإلكتروني لذرات ثلاثة غازات نبيلة تمثِّل أساس قاعدة الثُّمانيات. وتنص قاعدة الثُّمانيات على أن الذرات تتفاعل غالبًا بحيث ينتهي بها الأمر بتوزيع إلكتروني يطابق إحدى ذرات الغازات النبيلة.

لهذه الذرات 8 إلكترونات تكافؤ في غلافها الخارجي



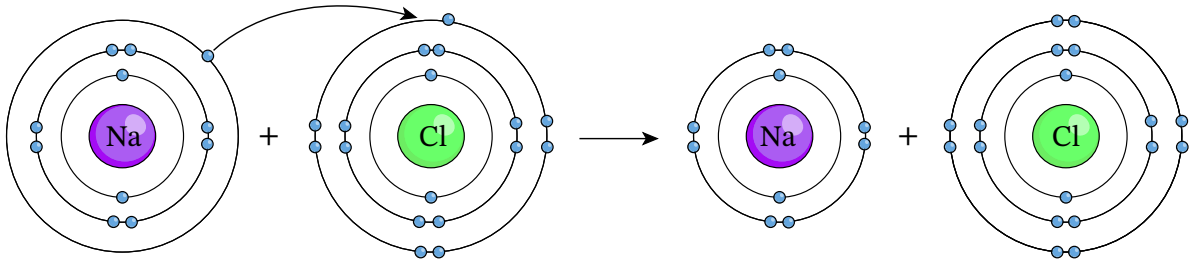
تعريف: قاعدة الثُّمانيات

تنص قاعدة الثمانيات على أن الذرات عادةً ما تنقل الإلكترونات أو تتشاركها لأن هذا يساعدها على الحصول على ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل.

لنتناول تفاعل الصوديوم مع الكلور، وهو مثال على تفاعل فلز مع لا فلز. هذا التفاعل طارد للحرارة بشكل كبير، وينتج عنه كلوريد الصوديوم المستقر للغاية. الصوديوم أحد عناصر المجموعة 1، وله إلكترون تكافؤ وحيد. ويمكنه الوصول إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة النيون إذا فقد إلكترون تكافؤه الوحيد. ولذا، يمكن أن يصل إلى التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل إذا انتقل إلكترون تكافؤه الوحيد إلى ذرة أحد اللافلزات.

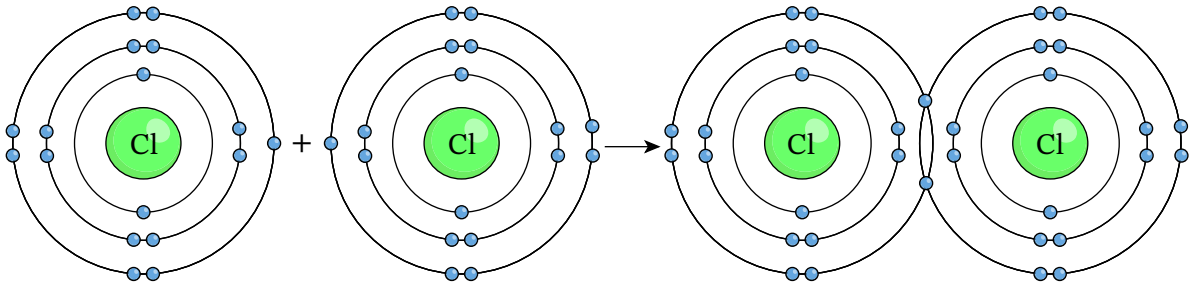
الكلور أحد عناصر المجموعة 17، وله سبعة إلكترونات تكافؤ. يمكن للكلور الوصول إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة الأرجون إذا اكتسب إلكترون تكافؤ وحيدًا. ولذا، يمكن أن يصل إلى التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل إذا اكتسب إلكترون تكافؤ وحيد من ذرة أحد الفلزات.

ينتهي المطاف بذرات الصوديوم والكلور بحصول كل منهما على نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل إذا تفاعَلا معًا. حيث تتحول ذرات فلز الصوديوم إلى أيونات موجبة الشحنة لأنها تفقد إلكترونات، وتتحول ذرات الكلور إلى أيونات سالبة الشحنة لأنها تكتسب تلك الإلكترونات. ويكون لأيونات الصوديوم والكلوريد توزيع إلكتروني مستقر لأن لكل منهما ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل. وهذا موضَّح في الشكل الآتي.

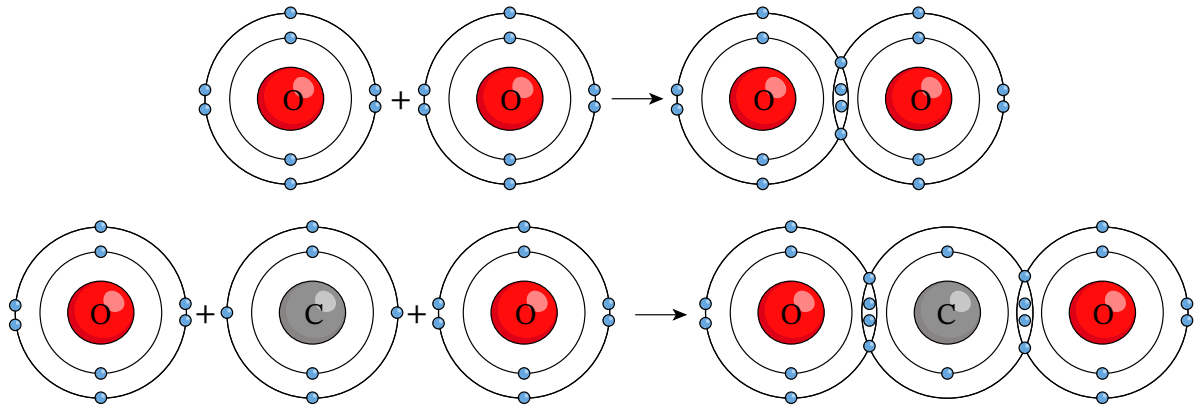


هيا نتناول الآن أمثلة على ذرات تتشارك الإلكترونات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل.

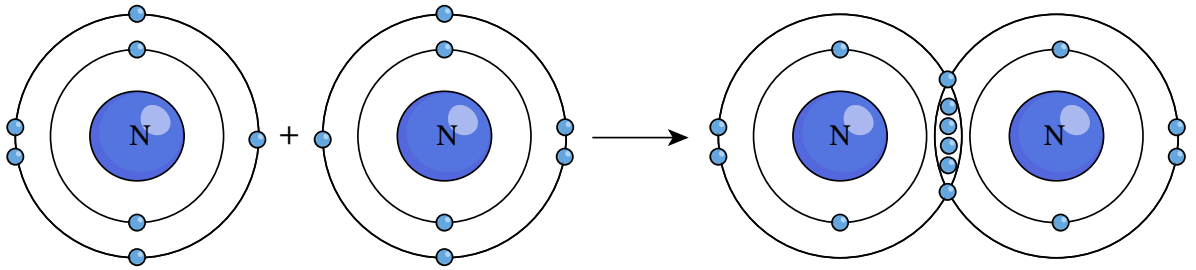
يوضح الشكل الآتي كيف ترتبط ذرتي كلور معًا عندما تتشارك إلكترون تكافؤ واحدًا. تحصل كل ذرة من ذرتي الكلور على إلكترون تكافؤ وحيد عند ارتباط ذرتي الكلور معًا. فكلتاهما تنتقل من سبعة إلكترونات تكافؤ إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لذرة الأرجون. وعادةً ما يُسَمَّى الزوج الواحد من الإلكترونات المتشارَكة بالرابطة التساهمية الأحادية. ويمكننا القول إن جزيء الكلور الثنائي الذرة يحتوي على ذرتي كلور مرتبطتين معًا برابطة كلور-كلور تساهمية أحادية (Cl–Cl).



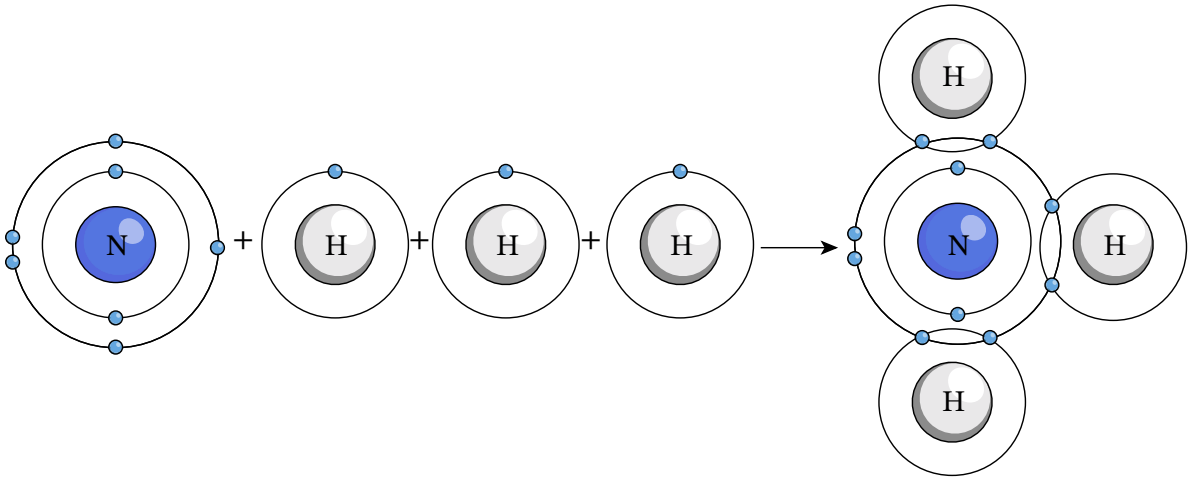
يوضح الشكل الآتي كيف يتكوَّن نوعان مختلفان من المركبات التساهمية من ذرتي أكسجين. ويوضح كيف يمكن أن ترتبط ذرتي الأكسجين معًا لتكوين جزيء أكسجين. كما يوضح كيف يمكن أن ترتبط ذرتي أكسجين مع ذرة كربون لتكوين جزيء ثاني أكسيد الكربون. تنتقل ذرتا الأكسجين من ستة إلكترونات تكافؤ إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ عندما يرتبط كل منها بالأخرى أو عندما ترتبط ذرتا الأكسجين بذرة كربون. ستلاحظ هنا أن ذرتي الأكسجين تتشارك إلكتروني تكافؤ عندما تُنتِج جزيئات الأكسجين الثنائية الذرة أو جزيئات ثاني أكسيد الكربون الثلاثية الذرة. وعادةً ما يسمى زوجا الإلكترونات المُتشارَكة بالرابطة التساهمية الثنائية. ويمكننا القول إن جزيء الأكسجين الثنائي الذرة يحتوي على ذرتي أكسجين مرتبطتين معًا برابطة أكسجين-أكسجين تساهمية ثنائية (O=O). وبالمثل، يحتوي جزيء ثاني أكسيد الكربون على ذرتي أكسجين مرتبطة بذرة كربون برابطتين تساهميتين ثنائيتين (O=C=O).



تميل بعض الذرات لمشاركة أكثر من إلكتروني تكافؤ لأن لديها خمسة إلكترونات تكافؤ أو أقل. النيتروجين لا فلز ينتمي إلى المجموعة 15، وله خمسة إلكترونات تكافؤ. ولذا، يمكن أن يصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة النيون إذا شارك ثلاثة إلكترونات تكافؤ وكوَّن ما يسمى بالرابطة التساهمية الثلاثية. ويوضح الشكل الآتي كيف يمكن أن ترتبط ذرتا نيتروجين معًا لتكوين جزيء نيتروجين ثنائي الذرة. ويتكوَّن هذا الجزيء من ذرتين لهما نفس التوزيع الإلكتروني لذرة النيون. ويكون لكل منهما ثمانية إلكترونات تكافؤ؛ لأن كلًّا منهما يساهم بثلاثة إلكترونات تكافؤ في الرابطة نيتروجين-نيتروجين التساهمية الثلاثية (N≡N).



يمكن للنيتروجين أيضًا الوصول إلى نفس التوزيع الإلكتروني للنيون عن طريق تكوين روابط تساهمية أحادية متعددة مع ذرات أخرى. يمكن للنيتروجين اكتساب ثلاثة إلكترونات تكافؤ فعليًا، وذلك بتكوين ثلاث روابط تساهمية أحادية مع ذرات هيدروجين مجاورة. يوضح الشكل الآتي كيف يمكن أن تحتوي ذرة نيتروجين واحدة على ثمانية إلكترونات تكافؤ إذا كوَّنت جزيء أمونيا. ويمكننا القول إن جزيء الأمونيا يحتوي على ذرة نيتروجين واحدة مرتبطة بثلاث ذرات هيدروجين من خلال ثلاث روابط تساهمية أحادية.



تعريف: الروابط التساهمية

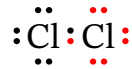
تتكوَّن الروابط التساهمية عندما تتشارك ذرتا لا فلزين زوجًا أو أكثر من الإلكترونات.

يوضح الجدول الآتي عدد الإلكترونات التي يجب أن تفقدها الفلزات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل. كما يوضح أيضًا عدد الإلكترونات التي يجب أن تكتسبها اللافلزات أو تتشاركها لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل.

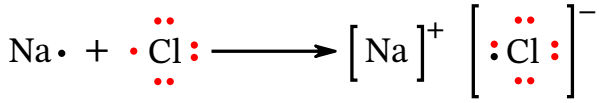
يوضح الجدول أن هناك علاقة بين رقم المجموعة، وعدد إلكترونات التكافؤ، وعدد الإلكترونات اللازم فقدها أو اكتسابها. تحتوي فلزات المجموعة 2 على إلكترونين في الغلاف الخارجي؛ ولذا يجب أن تفقد إلكتروني تكافؤ لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل. وتحتوي لا فلزات المجموعة 16 على ستة إلكترونات تكافؤ؛ ولذا تميل لاكتساب إلكترونين أو تشارُكهما لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل.

	المجموعة	عدد إلكترونات التكافؤ	عدد الإلكترونات اللازم فقدها أو اكتسابها أو تشارُكها
الفلزات	1	1	فقْد إلكترون واحد
	2	2	فقْد إلكترونين
	3	3	فقْد ثلاثة إلكترونات
اللافلزات	15	5	اكتساب ثلاثة إلكترونات أو تشارُكها
	16	6	اكتساب إلكترونين أو تشارُكهما
	17	7	اكتساب إلكترون واحد أو تشارُكه

بِنَى لويس مخططات توضيحية بسيطة تُمثِّل كيفية تَشَارُك إلكترونات غلاف التكافؤ أو انتقالها بين الذرات عندما تكوَّن مركبات تساهمية أو أيونية. توضح الصورة الآتية بنية لويس لجزيء كلور ثنائي الذرة (Cl_2) له رابطة تساهمية واحدة. يُمثَّل كل إلكترون تكافؤ بنقطة واحدة صغيرة. تُمثِّل النقاط الحمراء إلكترونات التكافؤ لإحدى ذرتي الكلور، وتُمثِّل النقاط السوداء إلكترونات التكافؤ لذرة الكلور الأخرى. توضح بنية لويس أن ذرتي الكلور يكون لهما نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل إذا ما تشاركا زوجًا واحدًا من الإلكترونات.

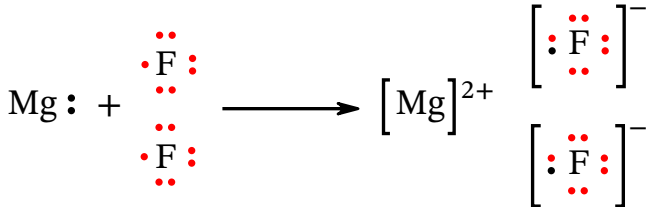


توضح بنية لويس الآتية كيف تصل ذرات الكلور إلى نفس التوزيع الإلكتروني للأرجون عند تفاعلها مع فلز الصوديوم وإنتاج كلوريد الصوديوم (NaCl).



توضح الصورة أن ذرات الصوديوم تنقل إلكترون التكافؤ الوحيد إلى ذرات الكلور؛ فينتُج عن ذلك أيونات متضادة في الشحنة لكل منها ثمانية إلكترونات تكافؤ. يجب أن نلاحظ هنا أن لأيونات الصوديوم والكلور الشحنة نفسها لكن بإشارة معاكسة. وهذا يعني أن كلوريد الصوديوم لن يكون له شحنة كهربية كلية. أي إنه يكون متعادلًا. دائمًا ما يكون للمركبات الأيونية شحنة كهربية متعادلة.

بعض المركبات الأيونية يجب أن يحتوي على عدد غير متساوٍ من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة لكي تكون له شحنة كهربية كلية متعادلة. ويمكننا فهم هذه النقطة بشكل أفضل إذا ركَّزنا على فلوريد المغنيسيوم. الصيغة الكيميائية لفلوريد المغنيسيوم هي MgF_2. نلاحظ أنه يحتوي على أيوني فلوريد سالبي الشحنة لكل أيون مغنيسيوم +2. ولا يمكن أن تكون الشحنة الكهربية الكلية للمركب صفرًا إلا إذا كان هناك أيونا فلوريد −1 لكل أيون مغنيسيوم +2. فيما يأتي بنية لويس لتكوين فلوريد المغنيسيوم. من الواضح أن تفاعل ذرات المغنيسيوم والفلور ينتُج عنه أيوني فلوريد لكل أيون مغنيسيوم.



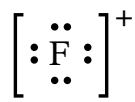
يوضح الجدول الآتي كيف تتحد أيونات موجبة وسالبة ذات شحنات مختلفة لتكوِّن أنواعًا مختلفة من المركبات الأيونية. من الواضح أن المركبات الأيونية تحتوي دائمًا على نسبة الأيونات الموجبة والسالبة التي تمنحها شحنة كهربية كلية تساوي صفرًا. وهذه الفكرة يمكن استخدامها لتوقع الصيغة الكيميائية لأي نوع من المركبات الأيونية.

الصيغة الكيميائية	أيون سالب الشحنة	أيون موجب الشحنة
$NaCl$	Cl^-	Na^+
NaF	F^-	Na^+
KCl	Cl^-	K^+
Na_2O	O^{2-}	Na^+
MgF_2	F^-	Mg^{2+}
MgO	O^{2-}	Mg^{2+}
Al_2O_3	O^{2-}	Al^{3+}

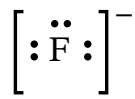
مثال ٣: فهم كيفية رسم بِنَى لويس لأيونات الفلوريد

أيٌّ من الآتي بنية لويس الصحيحة لأيون الفلوريد؟

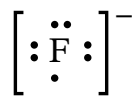
أ.



ب.

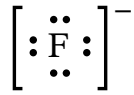


ج.



د.

هـ.



الحل

تحتوي ذرات الفلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتكوِّن أيونات الفلوريد عندما تحصل على إلكترون تكافؤ آخر. وهذا يعني أن أيونات الفلوريد لها ثمانية إلكترونات تكافؤ وشحنة كهروستاتيكية سالبة. ويمكننا ملاحظة ذلك في الشكل هـ، وهو الإجابة الصحيحة.

عادةً ما يكون من السهل نسبيًّا توقع عدد الروابط التساهمية التي تكوِّنها الذرة إذا استخدمنا قاعدة الثُّمانيات. وتنص قاعدة الثُّمانيات على أن الذرات يكون لها توزيع إلكتروني أكثر استقرارًا إذا كان لها ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل. فتميل الذرات لتكوين روابط تساهمية بالعدد الذي يمنحها ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل. تميل عناصر المجموعة 17 إلى تكوين رابطة تساهمية واحدة؛ لأن لها سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترون إضافي لتصل إلى ثمانية. وتميل عناصر المجموعة 16 إلى تكوين رابطتين تساهميتين؛ لأن لها ستة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترونين إضافيين لتصل إلى ثمانية. يمكن تلخيص هذه المعلومات في الجدول الآتي. من المهم أن ندرك أن الرابطة التساهمية الثنائية مكوَّنة من رابطتين تساهميتين والثلاثية مكونة من ثلاث روابط تساهمية. يمكن أن تكوِّن ذرات الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين أو رابطة تساهمية ثنائية للحصول على ثمانية إلكترونات تكافؤ.

المجموعة	عدد الروابط التساهمية المكوَّنة
14	4
15	3
16	2
17	1
18	لا تكوِّن روابط تساهمية في المعتاد

مثال ٤: حساب عدد الروابط التساهمية المحتمل تكوِّنها بمعلومية عدد إلكترونات التكافؤ

غلاف تكافؤ الأكسجين هو الغلاف الإلكتروني الثاني، وبه 6 إلكترونات. ما عدد الروابط التساهمية التي يُمكِن للأكسجين تكوينها؟

الحل

تميل عناصر المجموعة 16 إلى تكوين رابطتين تساهميتين؛ لأن لها ستة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترونين إضافيين لتصل إلى ثمانية. والأكسجين من عناصر المجموعة 16، ويمكنه الوصول إلى نفس التوزيع الإلكتروني للنيون إذا كوَّن رابطتين تساهميتين. فهو يميل لتكوين رابطتين تساهميتين أحاديتين أو رابطة واحدة ثنائية. ومن ثَمَّ، تكون الإجابة الصحيحة هي رابطتين تساهميتين.

لقد ناقش هذا الشارح أنواعًا مختلفة من الترابط الكيميائي. إلا أنه من المهم التشديد هنا على أنه لم يتناول الطرق المختلفة التي تستطيع بها الذرات نقل الإلكترونات أو تَشارُكها أو التفاعلات الكهروستاتيكية المختلفة التي يمكن أن تنشأ بين الذرات المتجاورة تناولًا شاملًا. وستناقش الشوارح الأخرى مفاهيم كالروابط التساهمية التناسقية والروابط الهيدروجينية لتقديم فهم أشمل للترابط الكيميائي والتفاعلات الكهروستاتيكية المختلفة التي يمكن أن تنشأ بين الذرات المتجاورة. تُعَد الروابط التساهمية التناسقية نوعًا خاصًّا من الروابط التساهمية. أما الروابط الهيدروجينية، فقوى بين جزيئية كبيرة وغير معتادة تنشأ بين أنواع معيَّنة من الجزيئات.

النقاط الرئيسية

- الترابط الفلزي هو قوة التجاذب الكهروستاتيكي القوية التي تنشأ بين أيونات الفلز والإلكترونات غير المتمركزة.
- يمكن أن تكوِّن العناصر الفلزية مركبات أيونية عندما تتفاعل مع عناصر أخرى لا فلزية.
- تحتوي الشبيكات الأيونية على أيونات موجبة الشحنة وسالبة الشحنة.
- تنص قاعدة الثُّمانيات على أن الذرات تكوِّن روابط كيميائية لتصل إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل.
- عادةً ما تكوِّن عناصر اللافلزات روابط تساهمية مع عناصر لا فلزات أخرى.
- يمكن استخدام بِنَى لويس لتوضيح كيفية تَشارُك إلكترونات التكافؤ أو انتقالها بين الذرات عندما تكوِّن مركبات مترابطة تساهميًّا أو أيونيًّا.
- تُعَد الروابط التساهمية التناسقية نوعًا خاصًّا من الروابط التساهمية.
- الروابط الهيدروجينية قوى بين جزيئية كبيرة وغير معتادة تنشأ بين أنواع معيَّنة من الجزيئات.