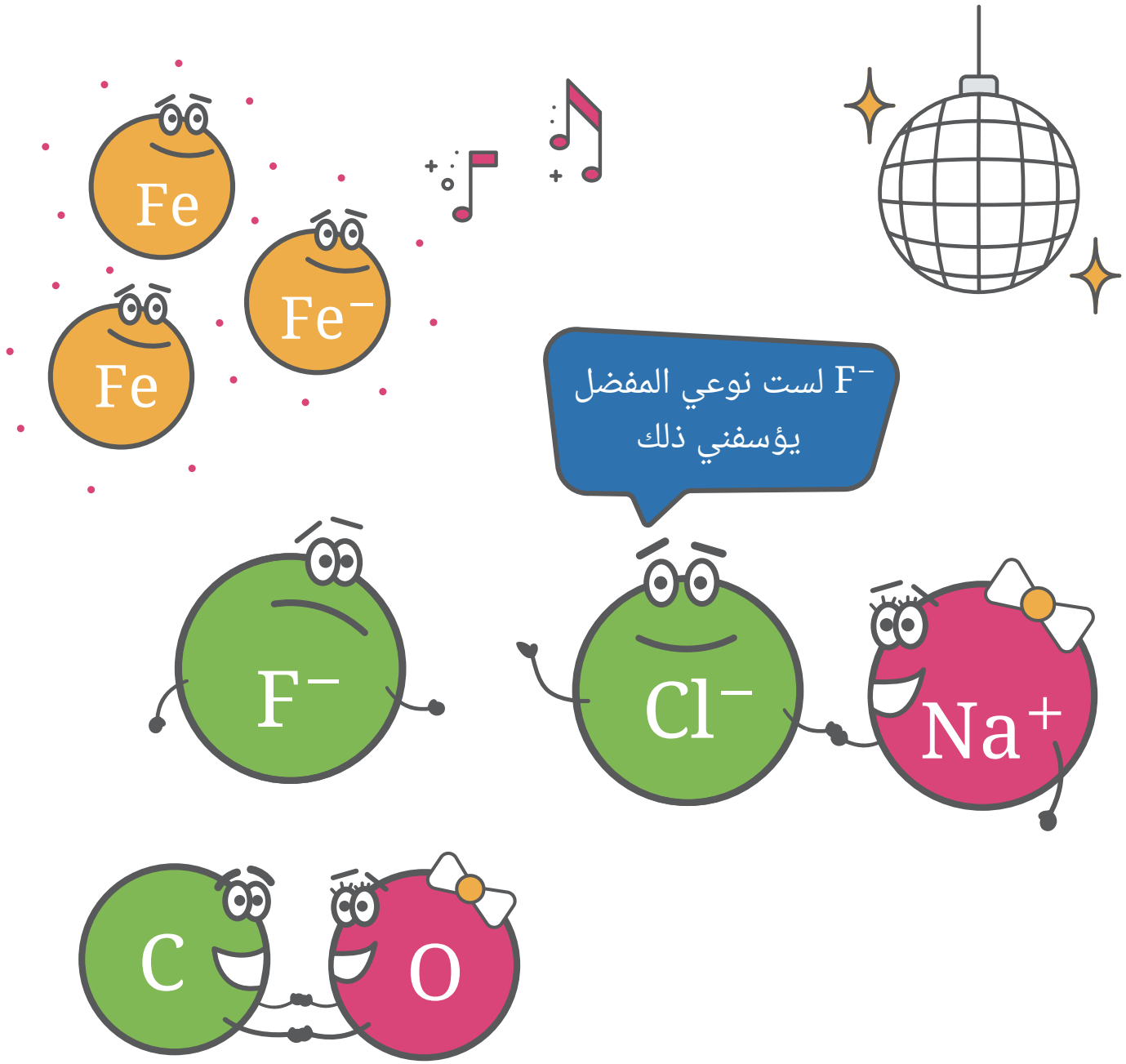


أنواع الروابط الكيميائية

أهداف الدرس

ستتمكَّن من:

- وصف مفهوم التكافؤ وتحديد إلكترونات التكافؤ للعنصر
- وصف الأنواع المختلفة للروابط الكيميائية
- شرح أوجه الاختلاف والتشابه بين الأنواع المختلفة للروابط الكيميائية
- وصف وشرح قاعدة الثمانيات وعلاقتها بكلٍّ من التكافؤ والروابط الكيميائية
- حساب عدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي التي يُمكن أن يفقدها الفلز للوصول إلى غلاف خارجي مكتمل
- حساب عدد الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي التي يُمكن أن يكتسبها لا فلز للوصول إلى غلاف خارجي مكتمل
- كتابة بنية لويس للذرة والأيون
- استخدام بنية لويس للذرة أو الأيون لتوقُّع نوع الروابط الكيميائية التي ستتكون
- حساب عدد الروابط التساهمية التي يُمكن أن يكونها أحد اللافلزات وفقًا لمجموعته في الجدول الدوري

الترابط الذري والاستقرار

تميل الذرات إلى أن 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).

يرتبط بعضها الآخر معًا؛ لتكوين بِنَى شُبيكية ضخمة، ويشمل هذا كلًّا من الشُّبيكة الأيونية والفلزية.

عادةً 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.

تعريف: الروابط الكيميائية

الروابط الكيميائية هي القوى التي تربط الذرات بعضها بالبعض في الجزيئات.

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

أيٌّ مما يأتي 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.

ترتبط المركبات التساهمية بترابط تساهمي، والمركبات الفلزية والأيونية بترابط فلزي وأيوني.

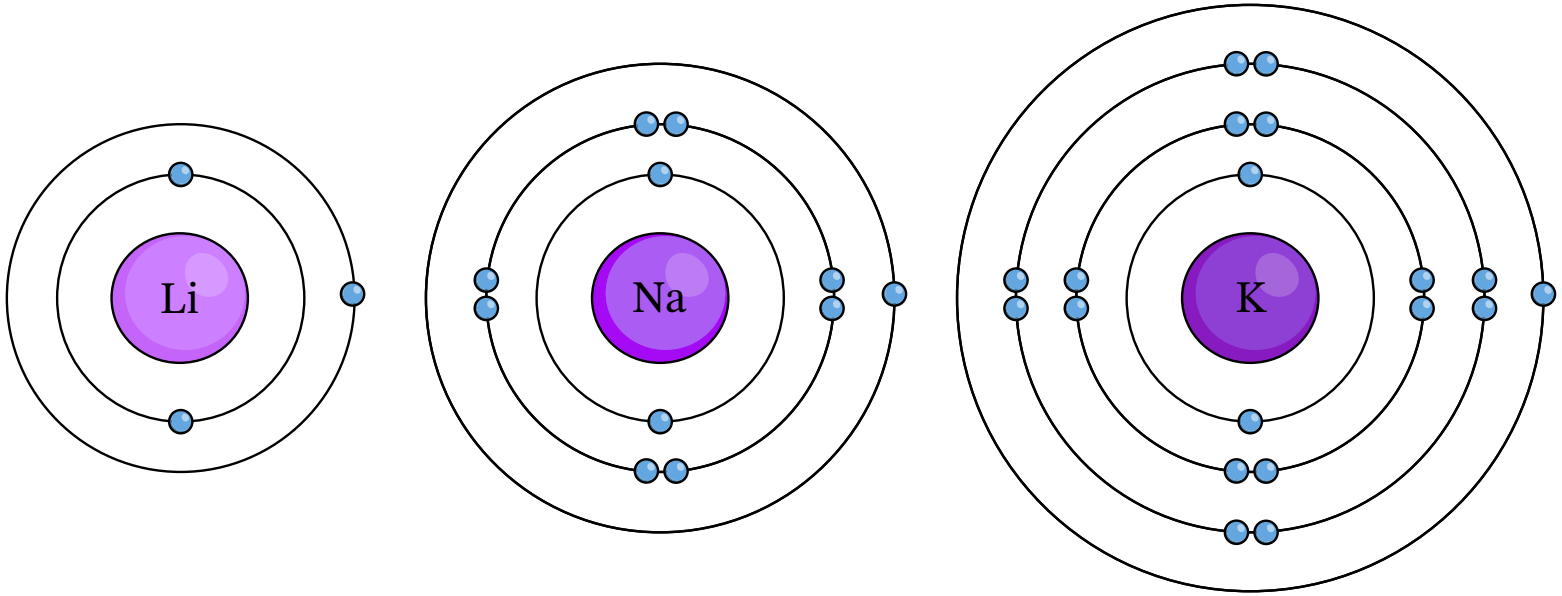
ومن ثَمَّ فالخيار ج، الترابط النووي، لا يُعَد من أنواع الترابط الكيميائي.

إلكترونات التكافؤ

هي الإلكترونات التي تشكّل الأغلفة الإلكترونية الخارجية.

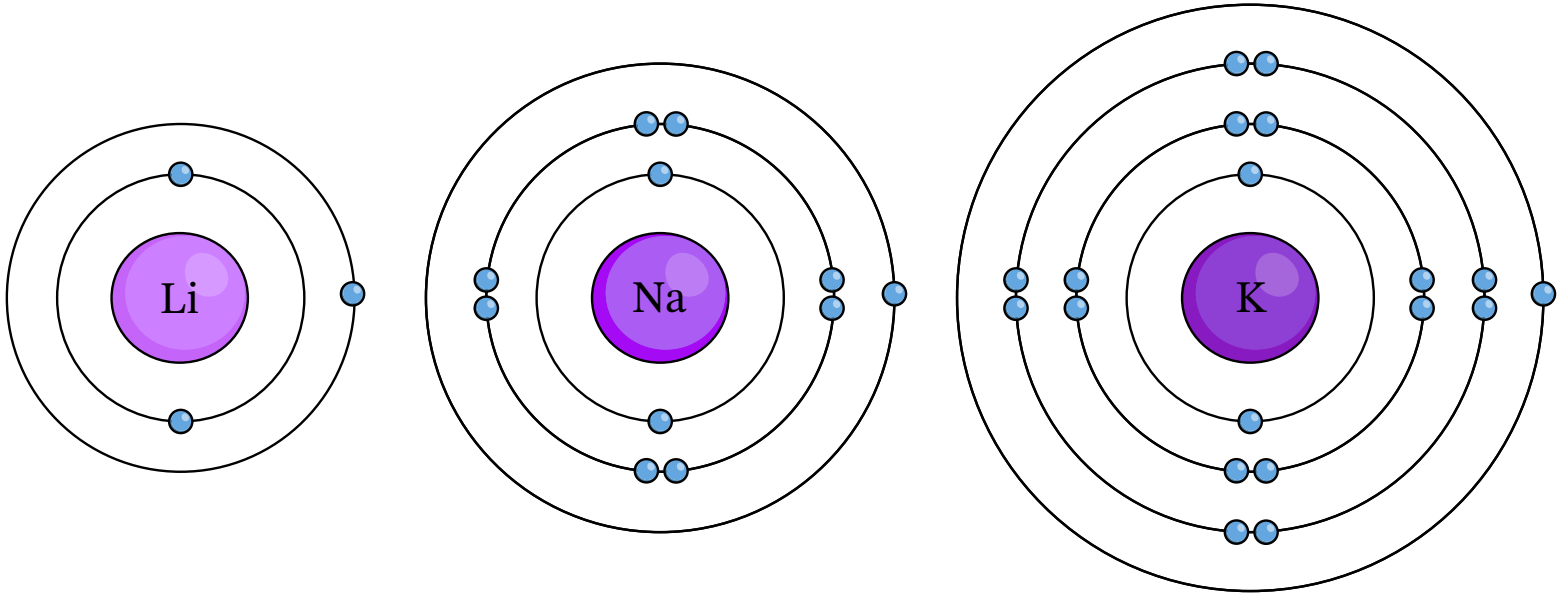
تحدد خواص الترابط لأي ذرة أو أيون.

يوضح الشكل الآتي الأغلفة الإلكترونية لذرات ثلاثة عناصر من المجموعة 1.



إلكترونات التكافؤ (متابعة)

يوضح الشكل أن ذرات عناصر المجموعة 1 تحتوي على عدد مختلف من الإلكترونات الكلية، لكن جميعها يحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ؛ لأن جميعها يحتوي على إلكترون واحد في الغلاف الخارجي.



تعريف: إلكترونات التكافؤ

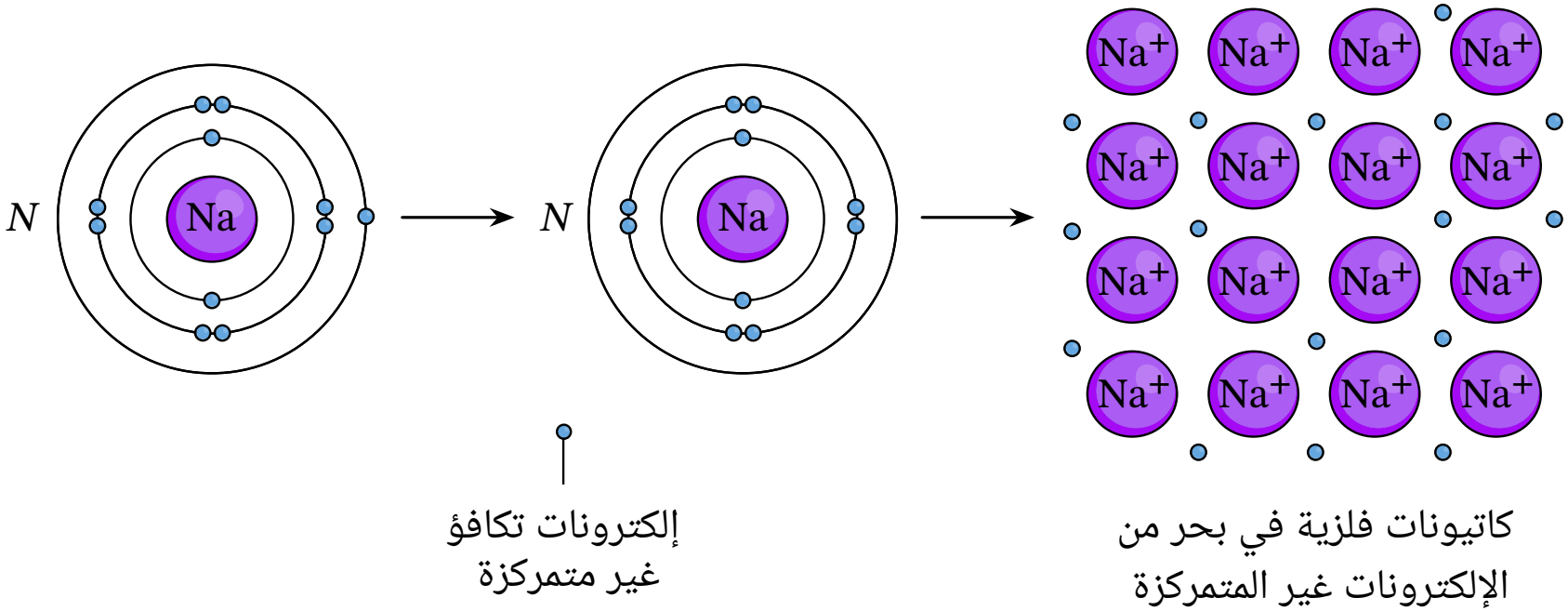
إلكترونات التكافؤ هي إلكترونات الذرات أو الأيونات الموجودة في الغلاف الإلكتروني الخارجي.

الترابط الفلزي

عادةً ما ينتهي الأمر بالعناصر لتكوين بنى شبيكية ضخمة مترابطة فلزيًّا إذا كان لها عدد صغير من إلكترونات التكافؤ.

يوضح الشكل الآتي كيف تكوِّن ذرات الصوديوم شبيكة فلزية ضخمة.

يمثِّل الشكل الإلكترونات بدوائر زرقاء، ويشير الحرف N إلى عدد كبير.

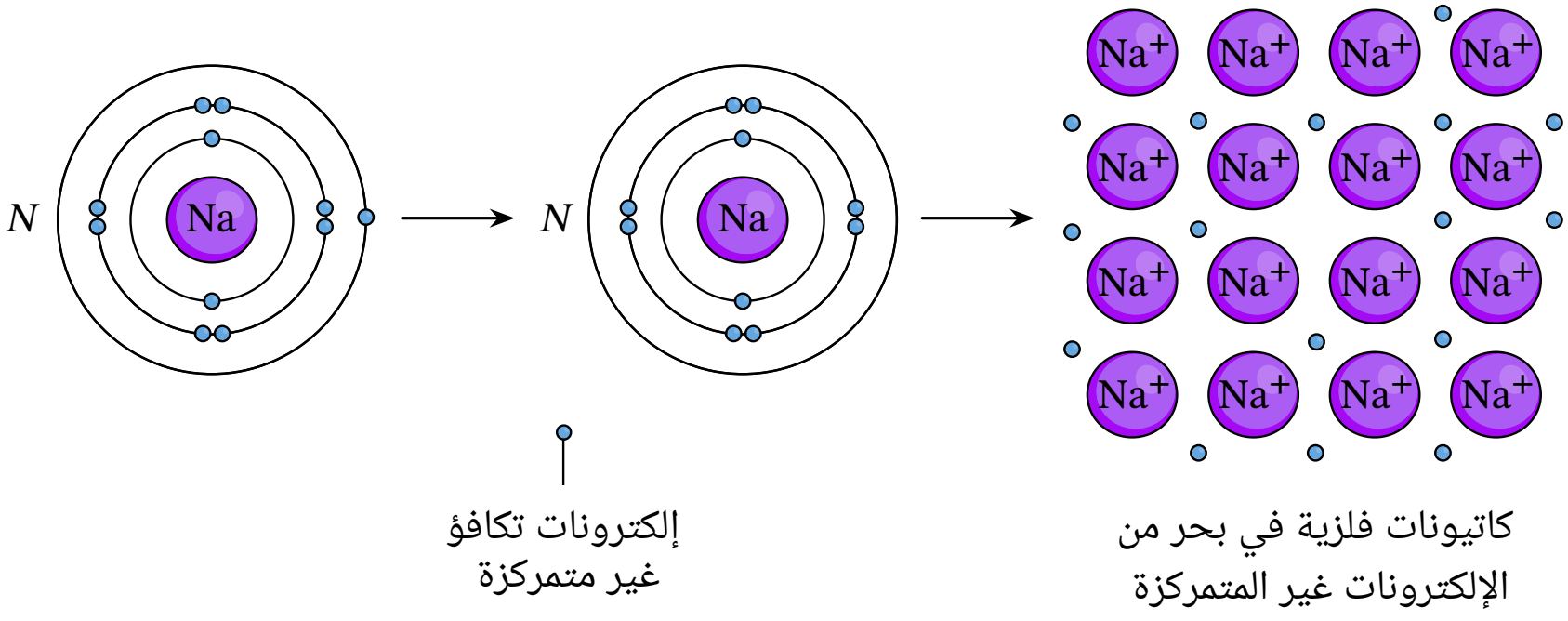


الترابط الفلزي (متابعة)

يوضح الشكل أن ذرات الصوديوم تتحول فعليًّا إلى أيونات صوديوم موجبة الشحنة عندما تندمج إلكترونات تكافؤها معًا وتكوِّن بحرًا من الإلكترونات السالبة الشحنة تسمَّى إلكترونات غير متمركزة.

يرجع ذلك جزئيًّا إلى أن إلكترونات التكافؤ ذات نزعة كبيرة للحركة، إضافةً إلى أن إلكترونات التكافؤ لا تظل قريبة من أي كاتيون فلزي بعينه.

تميل البِنَى الشُّبيكية الفلزية إلى أن 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 الآتي 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.

ج. 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.

مثال ٢ (متابعة)

الحل

الصوديوم أحد عناصر المجموعة 1 التي تحتوي على إلكترون تكافؤ وحيد.

تتحوَّل ذرات الصوديوم فعليًّا إلى أيونات صوديوم موجبة الشحنة عندما تندمج إلكترونات تكافؤها معًا وتكوِّن بحرًا من الإلكترونات السالبة الشحنة.

تميل شبيكة الصوديوم إلى أن 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.

الترابط الأيوني والمركبات الأيونية

الترابط الأيوني هو المسئول عن تكوين المركبات الأيونية.

تحتوي المركبات الأيونية على عدد هائل من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة مرتبة معًا في شبيكة ضخمة ثلاثية الأبعاد.

يكون كل أيون من الأيونات الموجبة الشحنة محاطًا بأيونات سالبة الشحنة، والعكس صحيح.

الروابط الأيونية قوية ويصعب كسرها؛ حيث يتطلب الأمر عادةً قدرًا كبيرًا من الطاقة للتغلب على قوى الترابط الكهروستاتيكي بين الأيونات المتعاكسة الشحنة في الشبيكة الأيونية.

تكوين الرابطة الأيونية

تتكوَّن الروابط الأيونية عادةً عندما تنتقل إلكترونات التكافؤ من ذرات فلز إلى ذرات لا فلز.

تتحول ذرات الفلز إلى أيونات موجبة الشحنة؛ لأنها تفقد إلكترونات، وتتحول ذرات اللافلز إلى أيونات سالبة الشحنة؛ لأنها تكتسب إلكترونات.

تنجذب هذه الأيونات المتعاكسة الشحنة بعضها نحو بعض مكوِّنة بذلك شبيكة ثلاثية الأبعاد في النهاية.

تكون الروابط الأيونية هي القوى الكهروستاتيكية القوية بين الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة في الشبيكة الأيونية الثلاثية الأبعاد.

عادةً ما يكون هناك فراغ صغير جدًّا بين الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة في الشبيكة الأيونية.

الترابط التساهمي والمركبات التساهمية

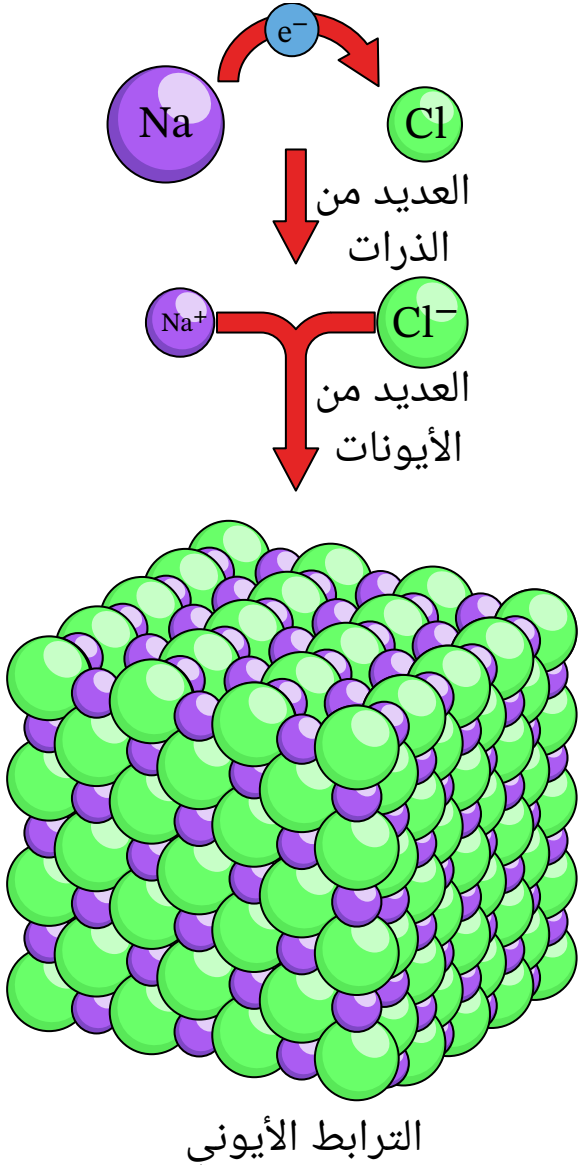
تتكوَّن الروابط التساهمية عندما تشارك ذرة لا فلز إلكترونات تكافئها مع ذرة لا فلز أخرى.

عادةً ما تكون المركبات التساهمية صغيرة جدًّا. فعادةً ما تكون أصغر من النانومتر الواحد، ولا يمكن أن تحتوي على أكثر من ذرتين أو ثلاث ذرات مفردة.

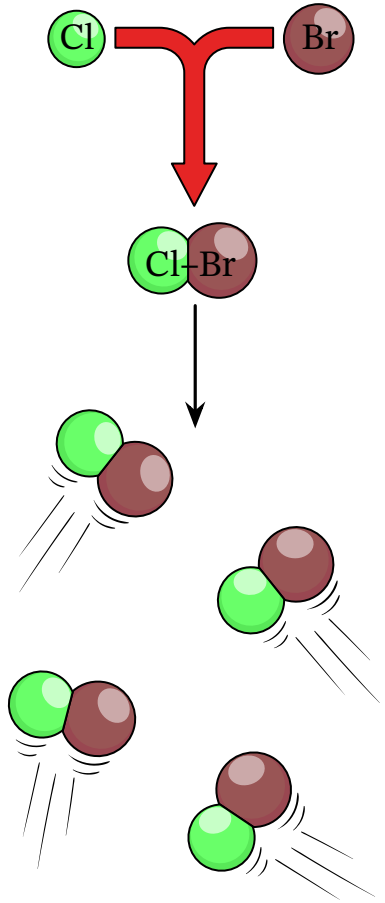
تحتوي المركبات التساهمية على ذرات غير مشحونة أو مشحونة جزئيًّا مثل الهيدروجين والأكسجين.

الأنواع المختلفة من الروابط الكيميائية

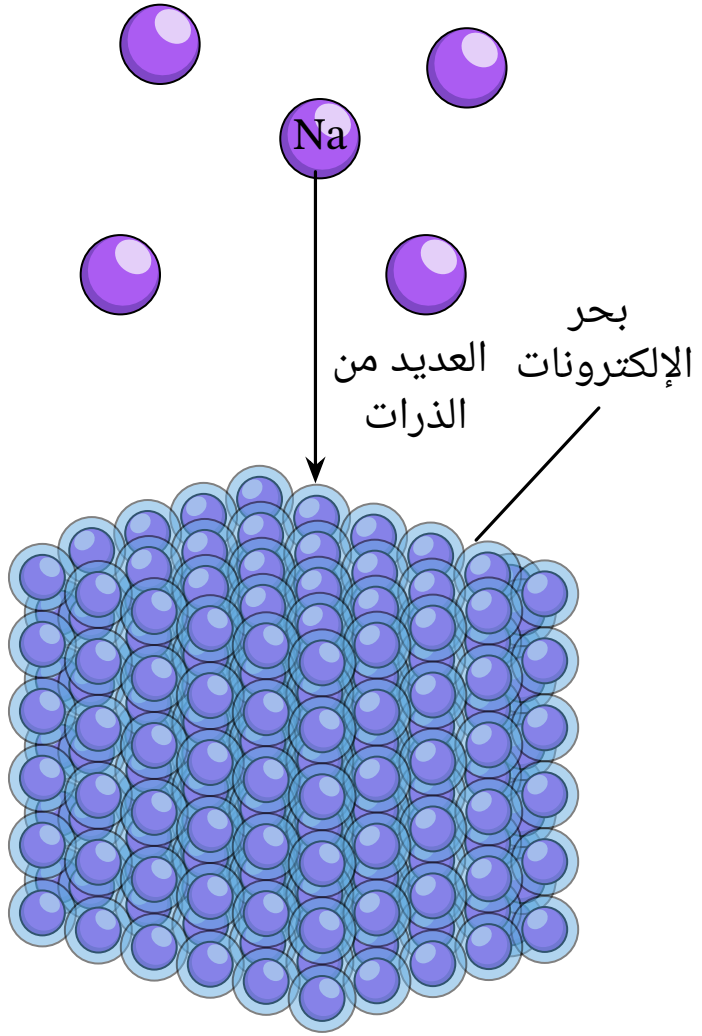
يمثِّل الشكل الآتي ثلاثة أنواع مختلفة من أنواع الروابط الكيميائية.



الترابط الأيوني



الترابط التساهمي



الترابط الفلزي

نقاط التشابه بين أنواع الترابط الكيميائي المختلفة

يحتوي كلٌّ من المركبات الفلزية والأيونية على أيونات مضغوطة بإحكام في شبيكة ثلاثية الأبعاد.

تُحافِظ قوى التجاذب الكهروستاتيكي القوية بين الكاتيونات وبحر الإلكترونات غير المتمركزة أو الأيونات المتعاكسة الشحنة على بنية كلا الشبيكتين.

الاختلافات بين أنواع الترابط الكيميائي المختلفة

تحتوي المركبات التساهمية على ذرات متعادلة الشحنة أو مشحونة جزئيًا، وتحتوي المركبات الأيونية على مزيج من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة.

عادةً ما تكون المركبات التساهمية صغيرة للغاية، في حين تكون الشبيكة الفلزية أو الأيونية كبيرة للغاية.

تحتوي الفلزات على بحر من الإلكترونات غير المتمركزة، لكن لا توجد إلكترونات غير متمركزة مماثلة في المركبات المترابطة تساهميًا أو أيونيًا.

مُقارنة بين الرابطة الفلزية، والأيونية، والتساهمية

يلخص الجدول الآتي معظم المعلومات الموضحة في الفقرات السابقة:

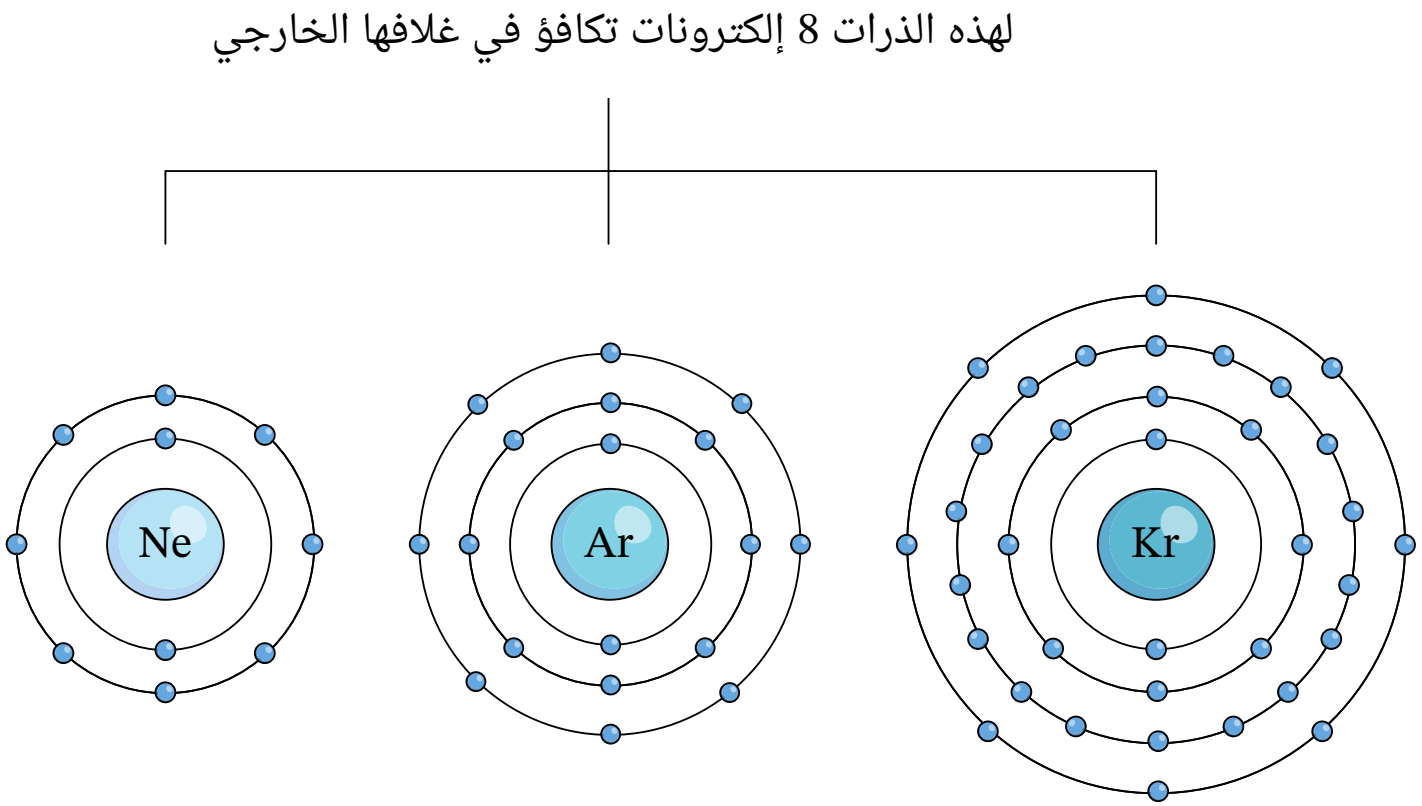
شُبيكة ضخمة			جزيئات بسيطة
نوع الترابط	**فلزي**	**أيوني**	**تساهمي**
المواد التي لها هذه البنية	الفلزات	مركبات من الفلزات واللافلزات	العناصر اللافلزية وبعض المركبات الفلزية أو اللافلزية
أمثلة	الصوديوم، والبوتاسيوم، والمغنيسيوم	كلوريد الصوديوم، وأكسيد المغنيسيوم	جزيء الهيدروجين، والماء، وثاني أكسيد الكربون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

قاعدة الثمانيات

تشرح قاعدة الثمانيات تكوين المركبات الأيونية والتساهمية.

تنص قاعدة الثمانيات على أن الذرات تتفاعل غالبًا بحيث ينتهي بها الأمر بتوزيع إلكتروني يطابق إحدى ذرات الغازات النبيلة.

يوضح الشكل المقابل التوزيع الإلكتروني لذرات ثلاثة غازات نبيلة تمثِّل أساس قاعدة الثمانيات.



تعريف: قاعدة الثمانيات

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.

تفاعل الصوديوم الفلز مع الكلور اللافلز

الصوديوم أحد عناصر المجموعة 1، وله إلكترون تكافؤ وحيد.

يمكن أن يصل إلى التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل إذا انتقل إلكترون تكافئه الوحيد إلى ذرة أحد اللافلزات.

الكلور أحد عناصر المجموعة 17، وله سبعة إلكترونات تكافؤ.

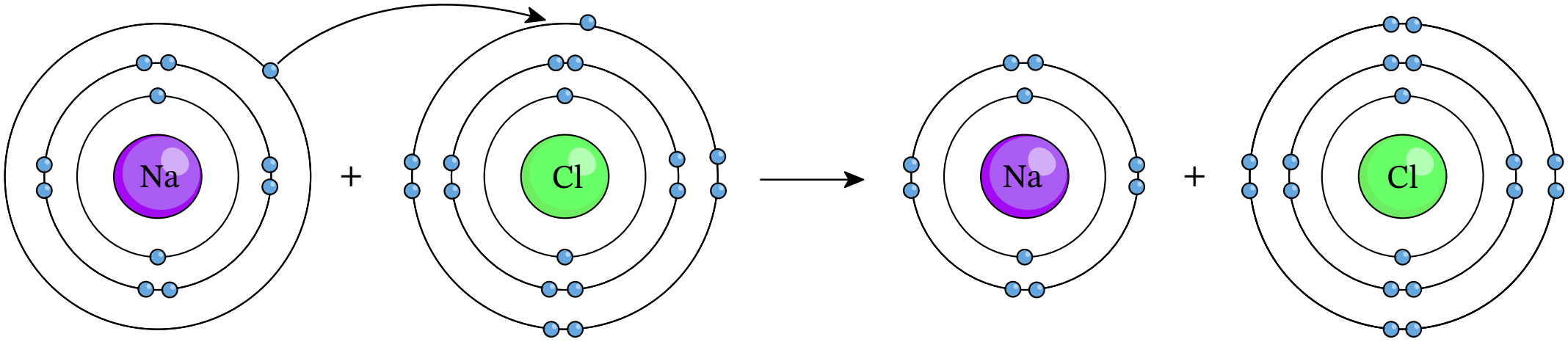
يمكن أن يصل إلى التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل إذا اكتسب إلكترون تكافؤ وحيدًا من ذرة أحد الفلزات.

تفاعل الصوديوم الفلز مع الكلور اللافلز (متابعة)

ينتهي المطاف بذرات الصوديوم والكلور بحصول كلٍّ منهما على نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل إذا تفاعَلَا معًا.

يكون لأيونات الصوديوم والكلوريد الناتجة توزيع إلكتروني مستقر؛ لأن لكل منهما ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل.

وهذا موضَّح في الشكل الآتي:



ذرة صوديوم
Na

ذرة كلور
Cl

كاتيون صوديوم
Na^+

أنيون كلوريد
Cl^-

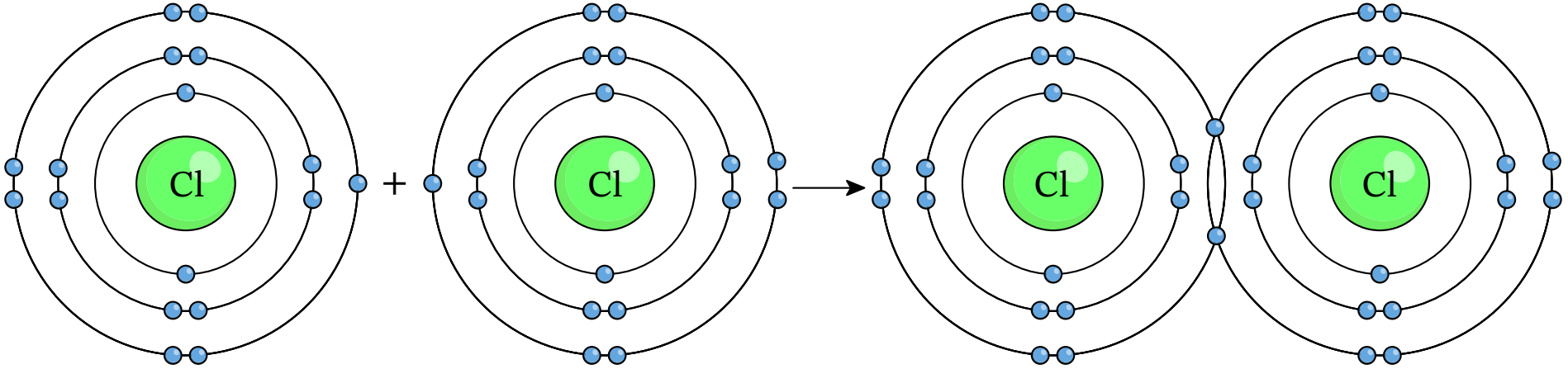
أمثلة على ذرات تتشارك الإلكترونات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل

I. مشاركة إلكترون تكافؤ واحد:

تحصل كل ذرة من ذرتي الكلور على إلكترون تكافؤ وحيد عند ارتباط ذرتي الكلور معًا للحصول على ثمانية إلكترونات تكافؤ ونفس التوزيع الإلكتروني لذرة الأرجون.

عادةً ما يُسَمَّى الزوج الواحد من الإلكترونات المتشارَكة بالرابطة التساهمية الأحادية.

يمكننا القول إن جزيء الكلور الثنائي الذرة يحتوي على ذرتي كلور مرتبطتين معًا برابطة كلور-كلور تساهمية أحادية (Cl–Cl).



أمثلة على ذرات تتشارك الإلكترونات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل (متابعة)

II. مشاركة إلكتروني تكافؤ:

تنتقل ذرتا الأكسجين من ستة إلكترونات تكافؤ إلى ثمانية إلكترونات تكافؤ عندما يرتبط كلٌّ منها بالأخرى أو عندما ترتبط ذرتا الأكسجين بذرة كربون.

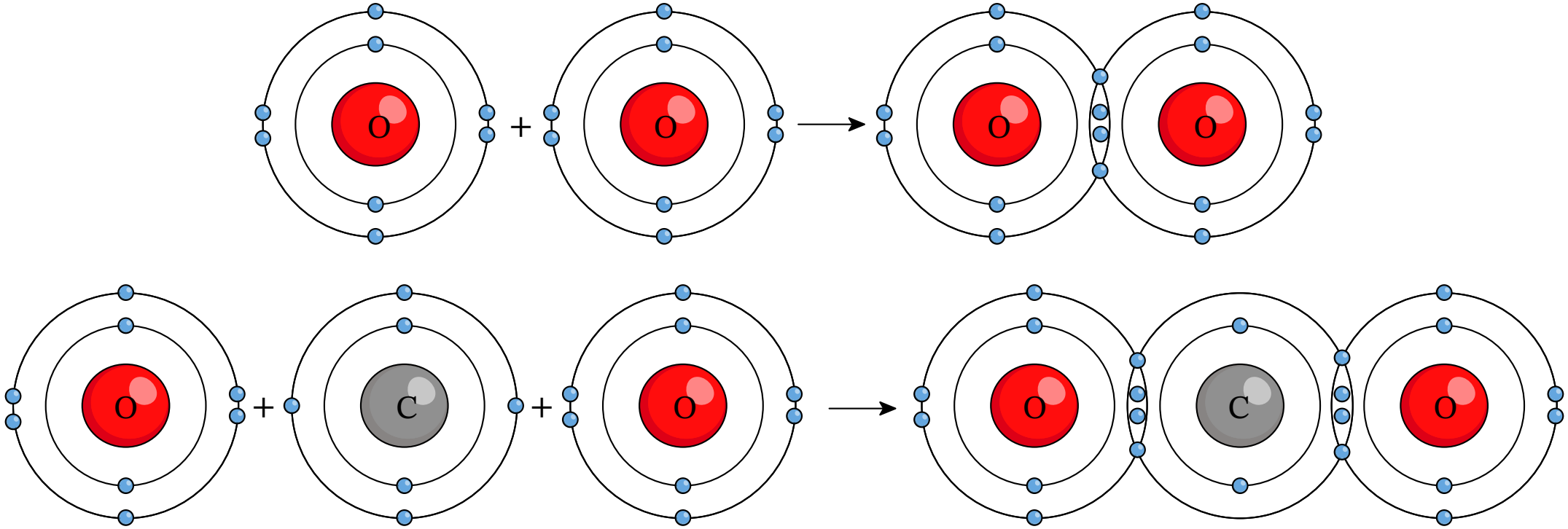
تتشارك ذرتا الأكسجين إلكترونَي تكافؤ عندما تُنتِجان جزيئات الأكسجين الثنائية الذرة أو جزيئات ثاني أكسيد الكربون الثلاثية الذرة.

عادةً ما يسمى زوجا الإلكترونات المُتشارَكة بالرابطة التساهمية الثنائية.

أمثلة على ذرات تتشارك الإلكترونات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل (متابعة)

يمكننا 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 مرتبطتين بذرة كربون برابطتين تساهميتين ثنائيتين (O=C=O).



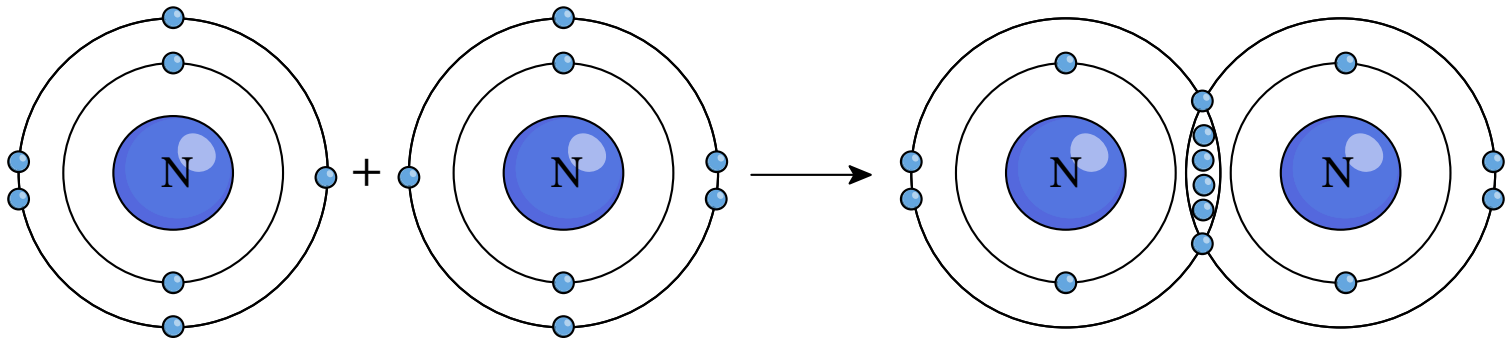
أمثلة على ذرات تتشارك الإلكترونات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل (متابعة)

III. مشاركة ثلاثة إلكترونات تكافؤ:

النيتروجين لا فلز ينتمي إلى المجموعة 15، وله خمسة إلكترونات تكافؤ.
يمكن أن يصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة النيون إذا شارك ثلاثة إلكترونات تكافؤ وكوَّن ما يسمى بالرابطة التساهمية الثلاثية.

مثال

يوضح الشكل الآتي كيف يمكن أن ترتبط ذرتا نيتروجين معًا لتكوين جزيء نيتروجين ثنائي الذرة.

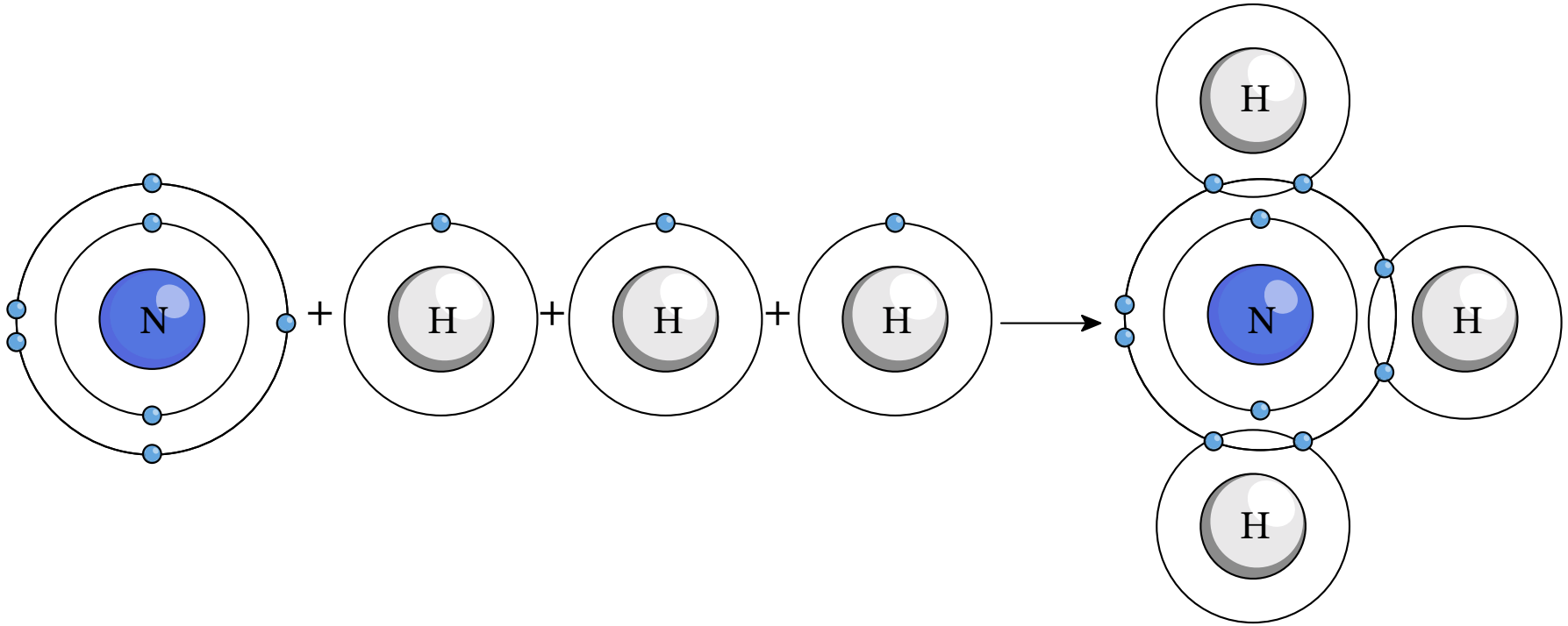


أمثلة على ذرات تتشارك الإلكترونات لتصل إلى نفس التوزيع الإلكتروني لذرة غاز نبيل (متابعة)

يمكن للنيتروجين أيضًا الوصول إلى نفس التوزيع الإلكتروني للنيون عن طريق تكوين روابط تساهمية أحادية متعددة مع ذرات أخرى.

مثال

يوضح الشكل الآتي كيف يمكن أن تحتوي ذرة نيتروجين واحدة في جزيء أمونيا على ثمانية إلكترونات تكافؤ، إذا كوَّنت روابط مع ثلاث ذرات هيدروجين من خلال ثلاث روابط تساهمية أحادية.



تعريف: الروابط التساهمية

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

العلاقة بين رقم المجموعة، وعدد إلكترونات التكافؤ، وعدد الإلكترونات اللازم فقدها أو اكتسابها

يوضح الجدول أن هناك علاقة بين رقم المجموعة، وعدد إلكترونات التكافؤ، وعدد الإلكترونات اللازم فقدها أو اكتسابها.

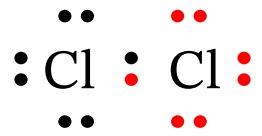
	المجموعة	عدد إلكترونات التكافؤ	عدد الإلكترونات اللازم فقدها أو اكتسابها أو تشارُكها
الفلزات	1	1	فقْد إلكترون واحد
	2	2	فقْد إلكترونين
	3	3	فقْد ثلاثة إلكترونات
اللافلزات	15	5	اكتساب ثلاثة إلكترونات أو تشارُكها
	16	6	اكتساب إلكترونين أو تشارُكهما
	17	7	اكتساب إلكترون واحد أو تشارُكه

بنية لويس

بنية لويس هي مخططات توضيحية بسيطة تُمثِّل كيفية تَشَارُك إلكترونات غلاف التكافؤ أو انتقالها بين الذرات عندما تكوِّن مركبات تساهمية أو أيونية. انظر الأمثلة الآتية:

i. جزيء الكلور ثنائي الذرة:

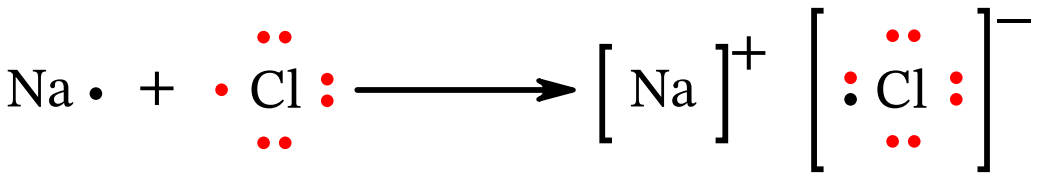
توضح بنية لويس أن ذرتي الكلور يكون لهما نفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل إذا ما تشاركا زوجًا واحدًا من الإلكترونات.



بنية لويس (متابعة)

ii. كلوريد الصوديوم (NaCl):

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

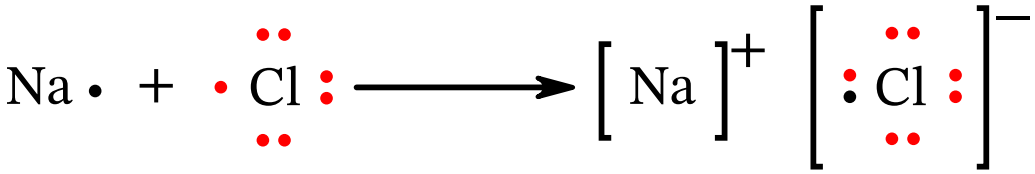


توضح الصورة أن ذرات الصوديوم تنقل إلكترون التكافؤ الوحيد إلى ذرات الكلور؛ فينتُج عن ذلك أيونات متضادة في الشحنة لكلٍّ منها ثمانية إلكترونات تكافؤ.

الشحنة الكهربية للمركبات الأيونية

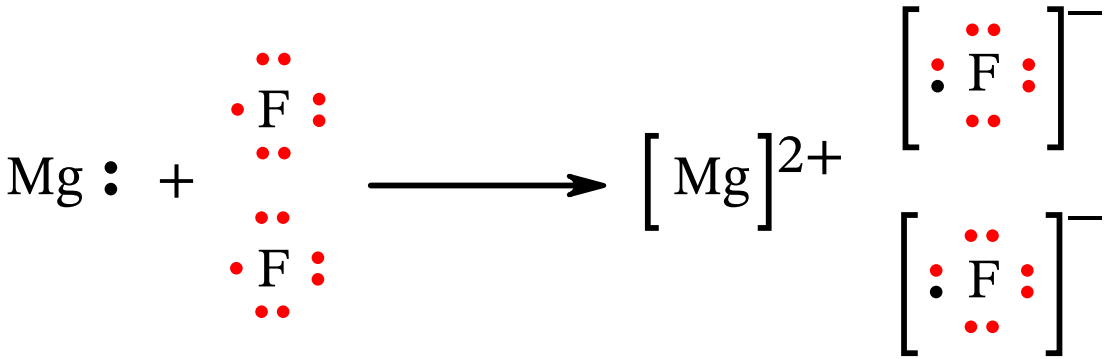
دائمًا ما يكون للمركبات الأيونية شحنة كهربية متعادلة.

بعض المركبات الأيونية يجب أن تحتوي على عدد متساوٍ من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة؛ لكي تكون له شحنة كهربية كلية متعادلة.



- على سبيل المثال: NaCl

بعض المركبات الأيونية الأخرى يجب أن تحتوي على عدد غير متساوٍ من الأيونات الموجبة الشحنة والسالبة الشحنة؛ لكي تكون له شحنة كهربية كلية متعادلة.



- على سبيل المثال: MgF_2

لا يمكن أن تكون الشحنة الكهربية الكلية للمركب صفرًا، إلا إذا كان هناك أيونا فلوريد −1 لكل أيون مغنيسيوم +2.

أمثلة على كيفية اتحاد أيونات موجبة الشحنة وسالبة الشحنة لتكوين المركبات الأيونية

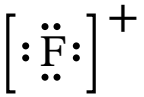
يوضح الجدول أن المركبات الأيونية تحتوي دائمًا على نسبة الأيونات الموجبة والسالبة التي تمنحها شحنة كهربية كلية تساوي صفرًا.

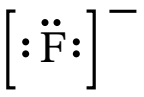
يمكن استخدام هذه الفكرة لتوقُّع الصيغة الكيميائية لأي نوع من المركبات الأيونية.

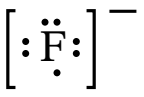
الصيغة الكيميائية	أيون سالب الشحنة	أيون موجب الشحنة
$NaCl$	Cl^-	Na^+
NaF	F^-	Na^+
KCl	Cl^-	K^+
Na_2O	O^{2-}	Na^+
MgF_2	F^-	Mg^{2+}
MgO	O^{2-}	Mg^{2+}
Al_2O_3	O^{2-}	Al^{3+}

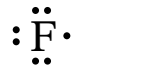
مثال ٣: فهم كيفية رسم بِنَى لويس لأيونات الفلوريد

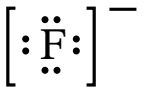
أيٌّ من الآتي بنية لويس الصحيحة لأيون الفلوريد؟

أ. 

ب. 

ج. 

د. 

هـ. 

مثال ٣ (متابعة)

الحل

تحتوي ذرات الفلور على سبعة إلكترونات تكافؤ، وتكوِّن أيونات الفلوريد عندما تحصل على إلكترون تكافؤ آخر.

يعني هذا أن أيونات الفلوريد لها ثمانية إلكترونات تكافؤ وشحنة كهروستاتيكية سالبة.

يمكننا ملاحظة ذلك في الشكل هـ، وهو الإجابة الصحيحة.

استخدام قاعدة الثمانيات للتنبؤ بعدد الروابط التساهمية

تميل الذرات إلى تكوين روابط تساهمية بالعدد الذي يمنحها ثمانية إلكترونات تكافؤ، ونفس التوزيع الإلكتروني لغاز نبيل.

على سبيل المثال: تميل عناصر المجموعة 17 إلى تكوين رابطة تساهمية واحدة؛ لأن لها سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلى إلكترون إضافي لتصل إلى ثمانية.

مثال آخر هو عناصر المجموعة 16 التي تميل إلى تكوين رابطتين تساهميتين؛ لأن لها ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين إضافيين لتصل إلى ثمانية.

استخدام قاعدة الثمانيات لتوقُّع عدد الروابط التساهمية (متابعة)

يمكن تلخيص هذه المعلومات في الجدول الآتي:

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

تحتوي عناصر المجموعة 16 على ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين إضافيين لتصل إلى ثمانية.

الأكسجين من عناصر المجموعة 16، ويمكنه الوصول إلى نفس التوزيع الإلكتروني للنيون، إذا كوَّن رابطتين تساهميتين أحاديتين.

ومن ثَمَّ تكون الإجابة الصحيحة هي رابطتان تساهميتان.

أنواع إضافية من الترابط الكيميائي

سيتم مناقشة أنواع إضافية من الترابط الكيميائي لاحقًا؛ كالروابط التساهمية التناسقية والروابط الهيدروجينية.

تُعَد الروابط التساهمية التناسقية نوعًا خاصًّا من الروابط التساهمية.

الروابط الهيدروجينية هي قوًى 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 الثمانيات 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.