تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج العُمانية

*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

https://almanahj.com/om

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف التاسع اضغط هنا

https://almanahj.com/om/9

* للحصول على جميع أوراق الصف التاسع في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

https://almanahj.com/om/9chemistry

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف التاسع في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الأول اضغط هنا

https://almanahj.com/om/9chemistry1

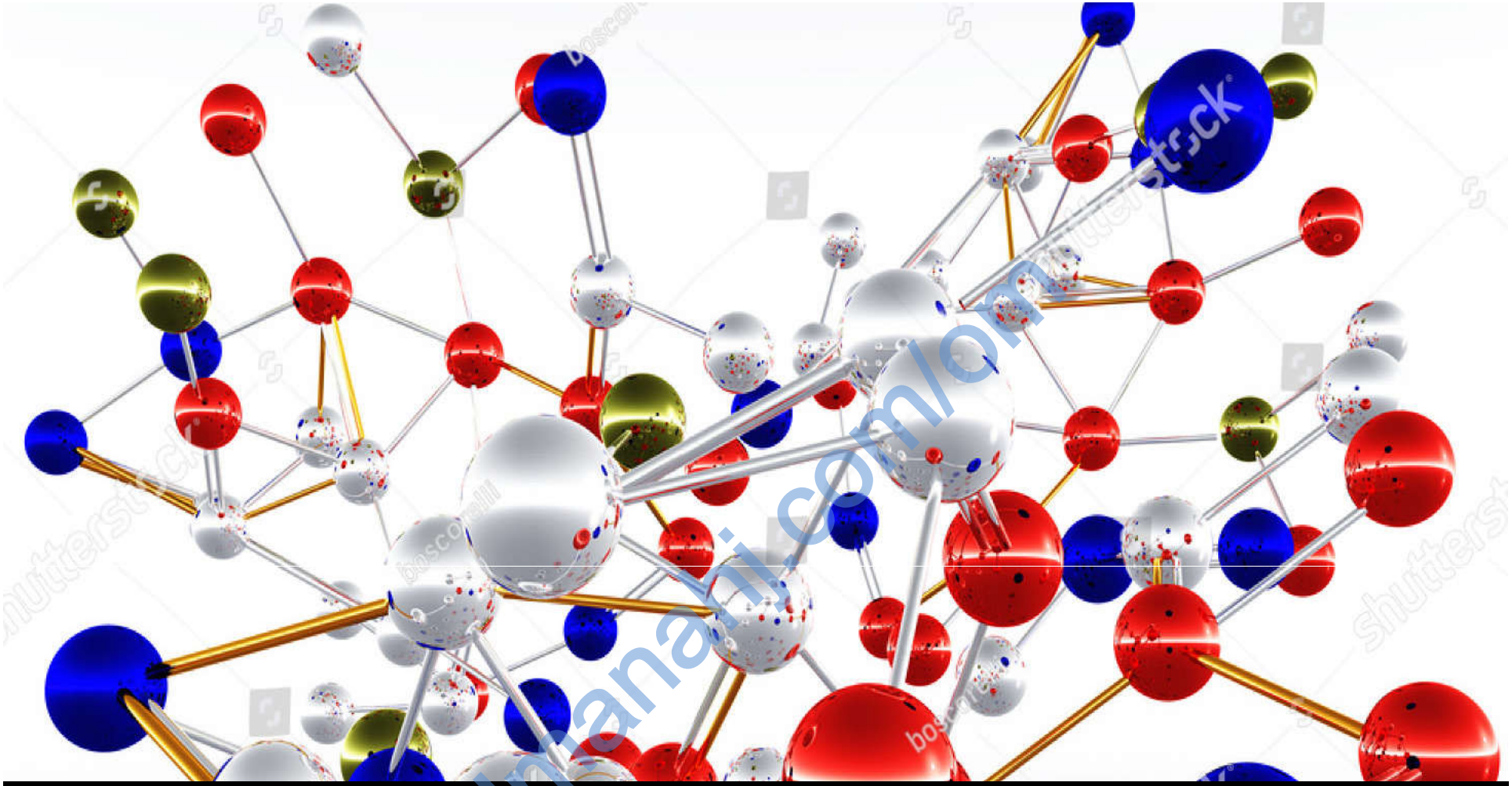
* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف التاسع اضغط هنا

https://almanahj.com/om/grade9

للتحدث إلى بوت على تلغرام: اضغط هنا

https://t.me/omcourse_bot

almanahj.com/om موقع المناهج العُمانية



الوحدة الرابعة

الروابط الكيميائية

Chemical Bondings

almanahj.com/om

تُغطّي هذه الوحدة:

- الروابط الكيميائية وأهميّتها
- الرابطة الأيونية
- الرابطة التساهُمية
- صيَغ المُركَّبات الأيونية والتساهُمية
- الأشكال البنائية المختلفة للكربون
- الجُزيئات الضخمة

almanahj.com/om

1-4 الروابط الكيميائية وأهميّتها

almanahj.com/om

- تندمج العناصر المختلفة معًا لتكوّن مجموعة واسعة ومتنوِّعة من المُركَّبات التي تُشكِّل عالمنا.
  - إذا نظرت حولك ستلاحظ تنوُّعًا كبيرًا للمركبات، ستجد منها مواد خاملة ومُقاومة للحرارة وأخرى شديدة الانفجار، كما أن هناك جُزيئات سامّة قاتلة وأخرى تُمثّل جُزيئات الحياة.

- تتكوّن المُركّبات نتيجة للترابُط الكيميائي بين ذرّاتها. وتُظهر المُركَّبات البسيطة، مثل الماء والأمونيا والميثان، التنوُّع الذي يمكن تحقيقه عندما تندمج ذرّات العناصر معًا.
  - الماء مثلًا يتكوّن من الهيدروجين والأكسجين، إذ يحتوي كل جُزيء ماء على ذرَّتي هيدروجين مرتبطتَيْن بذرّة أكسجين واحدة.

almanahj.com/om

- يوجد نوعان رئيسيان من الروابط التي تجعل المُركَّبات متماسكة:
  - النوع الأول هو الرابطة الأيونية التي تنتج عن انتقال الإلكترونات من ذرّة إلى أخرى.
  - النوع الثاني،هو الرابطة التساهُمية التي تتضمَّن عملية تشارُك في الإلكترونات بين الذرّات.

- يحدث الترابُط الكيميائي ChemicalBonding عن طريق الإلكترونات الخارجية لكل ذرّة.
  - إذا تأمّلنا مجموعة من الموادّ نلاحظ أن الإلكترونات الخارجية للذرّات المُكوّنة لها هي التي تُحدِّد نوع الترابُط الذي يجعل التركيب مُتماسكًا. وما التنوُّع الذي نشاهده في العالم المادي إلّا بسبب اختلاف الطرق التي ترتبط بها الذرّات معًا.

almanahj.com/om

- تترابط الذرّات فيما بينها لتُحقِّق التركيب الإلكتروني الأكثراستقرارًا.
  - ذلك يعني أن مستويات الطاقة الخارجيّة للذرّات المُشاركة في الترابط الناتج تصبح "مُمتلئةً" بالإلكترونات لتمتلك بالتالي تركيبًا إلكترونيًّا مماثلً للغاز النبيل الأقرب إليها في الجدول الدوري (في الدورة نفسها أو في الدورة التي تسبقها مباشرة).
    - مثلًا عناصر كالأكسجين (O_2) والهيدروجين (H_2) لا توجد على شكل ذرّات منفردة، بل تكوِّن جُزيئات ثُنائية الذرّات DiatomicMolecules، لتكون أكثر استقرارًا.

- واقع الأمر أن العناصر الوحيدة المُكوَّنة من ذرّات مُنفردة تتحرَّك بشكل شبه مُستقلّ بعضُها عن بعض هي الغازات النبيلَة، عناصر المجموعة (VIII).
  - فهذه العناصر هي التي يكون التركيب الإلكتروني لذرّاتها الأكثر استقرارًا، ولهذا السبب لا تتَّحد ذرّاتها معًا.

almanahj.com/om

- من المعروف أن مُعظم ذرّات العناصر تتَّحد لتكوين مُركّبات عن طريق أنواع مختلفة من الروابط.

  - العناصر اللافلزّية تترابط ذرّاتها برابطة تساهُمية Covalent bond.

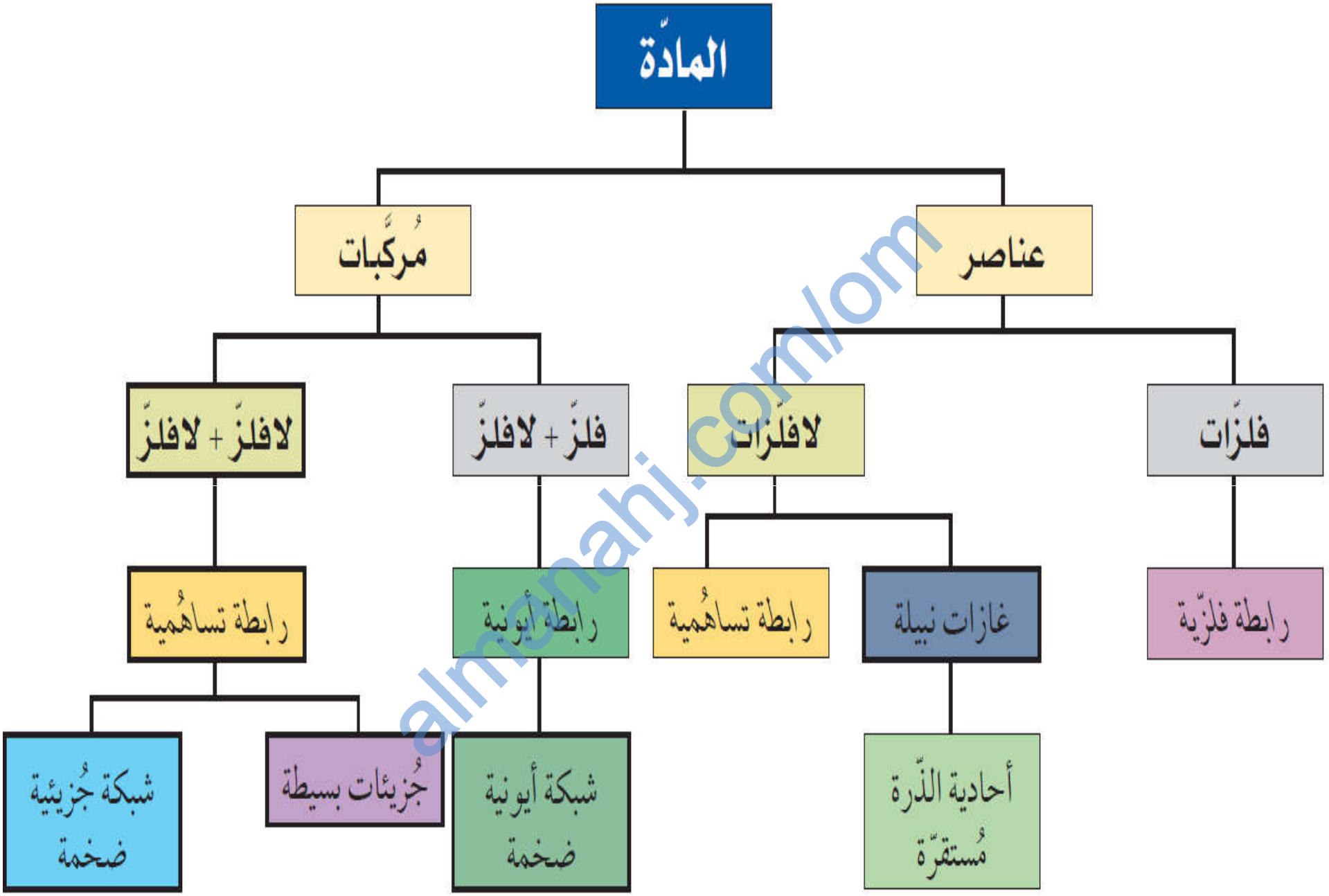
  - في حين أن المُركَّبات التي تتكوَّن من جُزءين أحدهما فلزّ والآخر لافلزّ تنتج عن نوع مختلف من الترابُط.

    - في هذا الترابط تنتقل الإلكترونات، وينتج عن هذا الانتقال جُسَيمات ذات شحنات مُتعاكسة تُعرَف بالأيونات.
    - يؤدّي تكوُّنها إلى نوع مختلف من الروابط الكيميائية يُسمّى: الرابطة الأيونية Ionic bond.

- يُبيِّن (الشكل 4-1) تمثيلًا بيانيًّا مُختصَرًا لأنواع الروابط الموجودة في العناصر والمُركَّبات الكيميائية البسيطة والضخمة.

almanahj.com/om

almanahj.com/om موقع المناهج العُمانية



الشكل 4-1 ملخّص عام للروابط في العناصر والمُركَّبات

الروابط في المُركَّبات

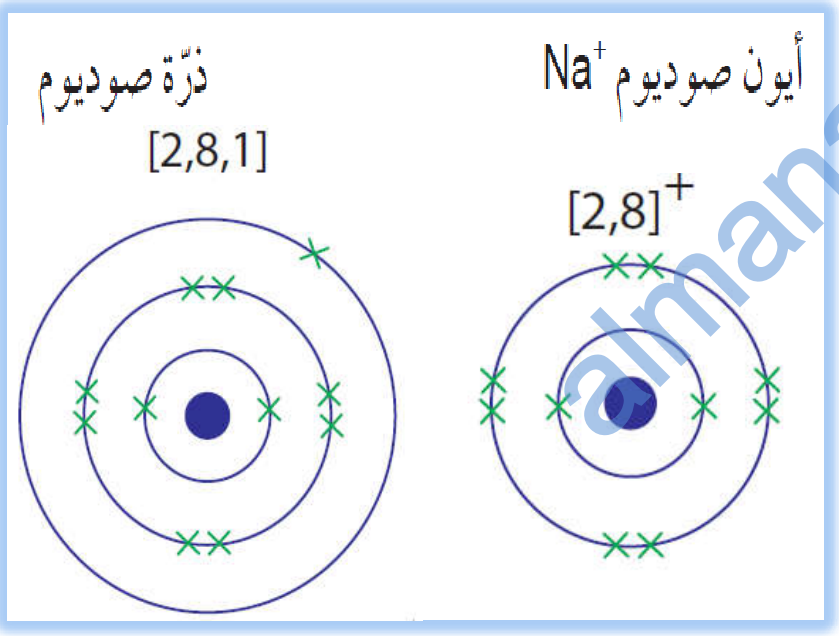
- تترابط ذرّات العناصر الفلزّية واللافلزّية بواسطة الرابطة الأيونية Ionic bonding التي تنشأ بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة لتشكّل المُركّبات.
- تترابط ذرّات العناصر اللافلزّية بواسطة الرابطة التساهمية Covalent bonding ممّا يؤدي إلى تكوّن جُزيئات بسيطة Simple molecules تشكِّل المركّب.
- تترابط الأيونات في الرابطة الأيونية بوساطة قوى جذب كهروستاتيكية Electrostatic forces فتكوّن شبكات أيونية ضخمة Giant ionic lattices في البلّورات الصلبة.
- عند بعض المُركَّبات (SiO_2 على سبيل المثال) يمكن أن تؤدّي الرابطة التساهمية إلى تكوين شبكات تساهمية ضخمة Giant covalent lattices.

almanahj.com/om

الرابطة الأيونية - المُركَّبات الأيونية

- تتضمَّن المُركَّبات المكوَّنة من الفلزّات واللافلزّات، في العادة، نوعًا من الروابط يعتمد على عملية انتقال الإلكترونات من ذرّة إلى أخرى.
  - حيث تؤدّي هذه العملية إلى تشكُّل أيونات موجبة (كاتيونات) وأخرى سالبة (أنيونات). فترتبط تلك الأيونات المشحونة بشحنات مُتعاكِسة بفضل قوى التجاذُب القائمة بينها.

- أشهر مثال على مُركَّب تتشكَّل فيه رابطة أيونية هو كلوريد الصوديوم.
  - ذلك أن ذرّة الصوديوم، التي تملك التركيب الإلكتروني (2,8,1) تفقد إلكترونها الوحيد الذي يشغل مستوى الطاقة الخارجي لتُشكِّل أيون الصوديوم الموجب (Na^+)(الشكل 4-2).



الشكل 4-2 تفقد ذرّة الصوديوم إلكترونًا لتكوِّن أيون صوديوم

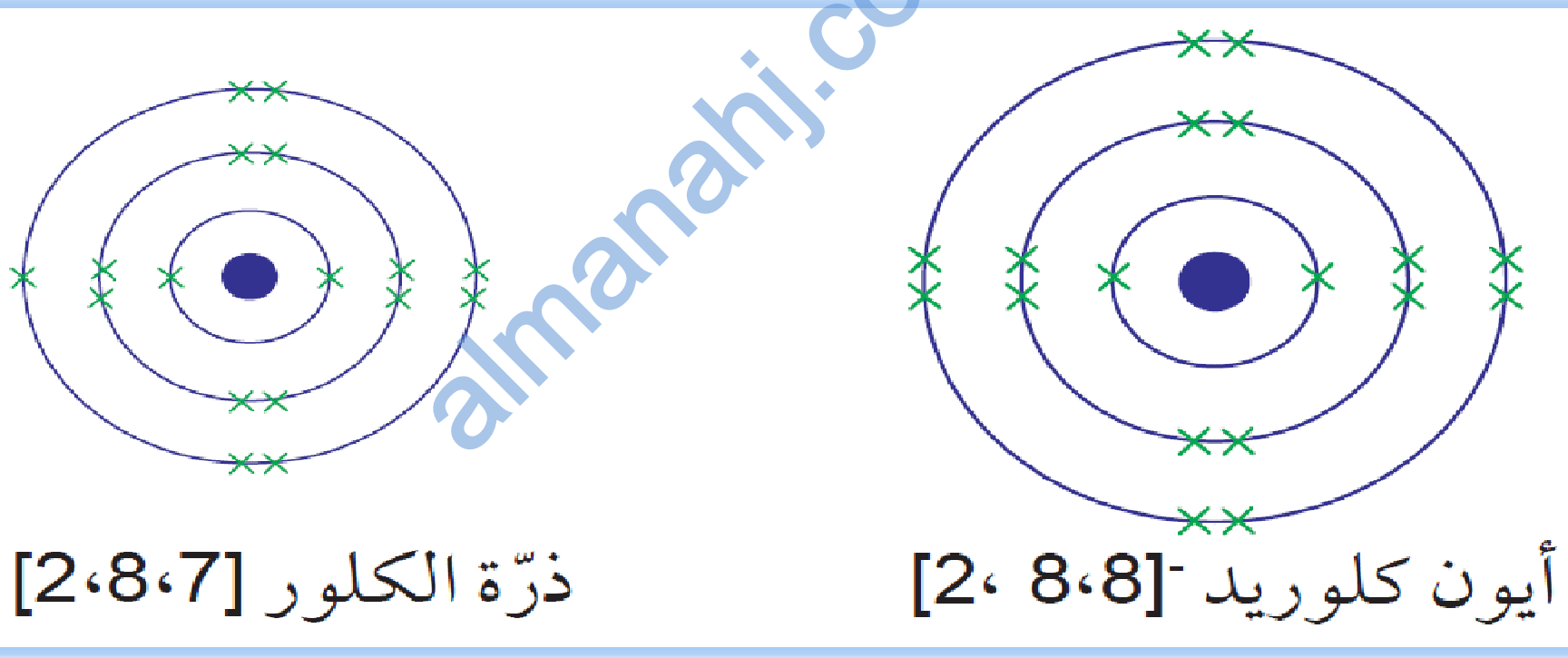
almanahj.com/om

الشكل 4-2 تفقد ذرّة الصوديوم إلكترونًا لتكوِّن أيون صوديوم

- عندئذ يكون أيون الصوديوم قد امتلك التركيب الإلكتروني المُستقرّ لذرّة النيون (2,8) وهو العُنصر الذي يسبق الصوديوم مباشرة في الجدول الدوري.
- تصبح الذرَّة أيونًا ذا شحنة أُحادية موجبة، لامتلاكه 10 إلكترونات في المجمل، ووجود 11 بروتونًا في نواته. أما الإلكترون الذي فقدته ذرّة الصوديوم فينتقل إلى ذرّة الكلور.

almanahj.com/om

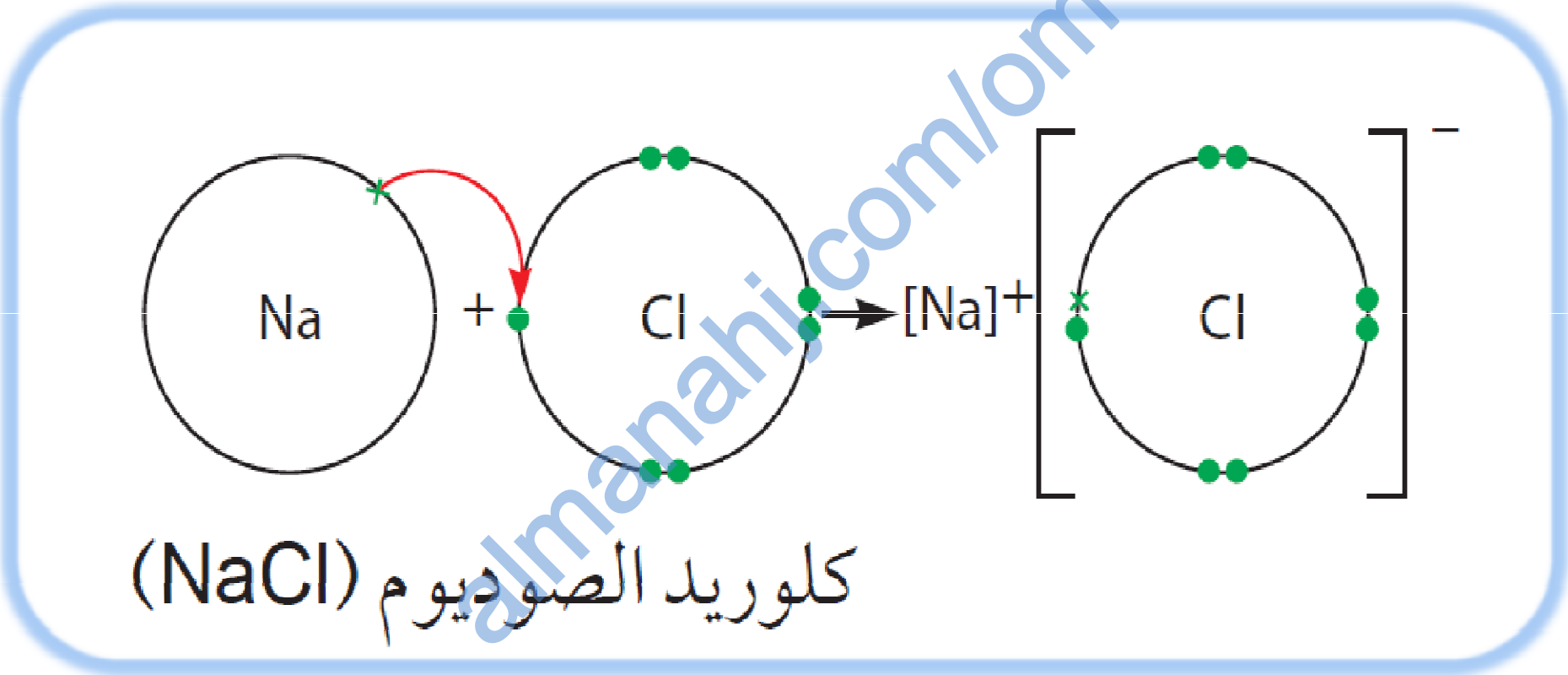
- تكسب ذرّة الكلور، التي تملك التركيب الإلكتروني (2,8,7) إلكترونًا واحدًا مصدره ذرّة الصوديوم، فتكوِّن أيون كلوريد سالب (Cl^-) (الشكل 4-3).
  - هذا الأيون يملك التركيب الإلكتروني لذرّة الأرغون (2,8,8). كما أنه يملك شحنة سالبة، لأن عدد إلكتروناته (18) وهو أكبر من عدد البروتونات الموجودة في نواته (17).



الشكل 4-3 تكسب ذرّة الكلور إلكترونًا واحدًا لتكوّن أيون كلوريد

almanahj.com/om

- تكون الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في مُركَّب كلوريد الصوديوم مترابطة بفضل التجاذب الكهروستاتيكي بين الشحنات المُتعاكسة (الشكل 4-4).



الشكل 4-4 انتقال الإلكترون من ذرّة الصوديوم إلى ذرّة الكلور لتكوين أيونات

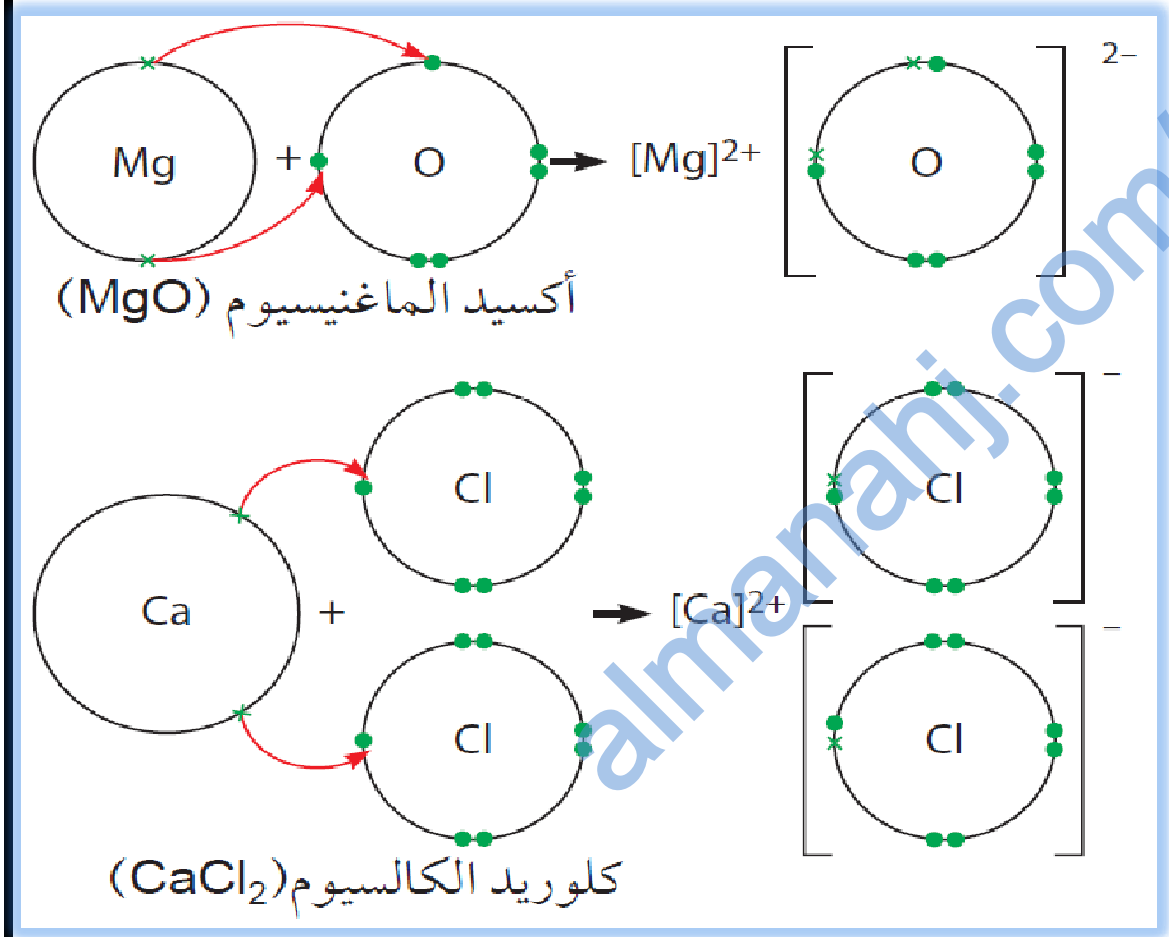
almanahj.com/om

- يمكن لذرّات الفلزّات أيضًا تكوين أيونات ثنائية أو ثلاثية موجبة وذلك عن طريق فقد إلكترونين أو ثلاثة إلكترونات، كما يمكن لذرّات اللافلزّات كسب أكثر من إلكترون واحد.

- في جميع الأحوال تسعى تلك الذرّات للوصول إلى الاستقرار باكتمال مستوى الطاقة الخارجي.

- لذا عليك أن تكون أكثر انتباهًا عند تمثيل الرابطة الأيونية لعناصر أخرى فلزّية ولافلزية.

- يُبيّن (الشكل 4-5) مثالَين على تلك المُركَّبات.



الشكل 4-5 مُخطّطات تُبيّن تشكُّل الروابط الأيونية في كل من أكسيد الماغنيسيوم وكلوريد الكالسيوم

almanahj.com/om

الرابطة الأيونية

- تفقد ذرّات الفلزّ إلكتروناتها الخارجية لتكوّن أيونات موجبة (كاتيونات Cations).
- يكون عدد الشحنات الموجبة على أيون الفلزّ مُساويًا لعدد الإلكترونات المفقودة.
- تكسب ذرّات اللافلزّات الإلكترونات لتصبح أيونات سالبة (أنيونات Anions) وكذلك يكسب الهيدروجين الإلكترونات مكونًا أيون هيدريد (H^-).
- يكون عدد الشحنات السالبة على أيون اللافلزّ مساويًا لعدد الإلكترونات المُكتَسبة.
- في كلتا الحالتين، تمتلك الأيونات المُتكوِّنة ترتيبًا إلكترونيًّا أكثر استقرارًا. ويكون هذا الترتيب في العادة مُشابهًا لترتيب ذرّات الغاز النبيل الأقرب إلى العُنصر.
- تتشكَّل الروابط الأيونية نتيجة التجاذُب بين الأيونات ذات الشحنات المُتعاكسة.

almanahj.com/om

المجموعات الأيونية

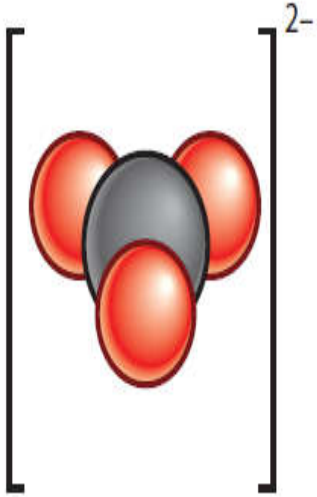
- تتكوّن المُركّبات الأيونية التي تمّ ذكرها حتى الآن من أيونات بسيطة، مثل (O^{2-} ، Cl^{-} ، Mg^{2+} ، K^{+} ، Na^{+}).
- كما يندمج أيون الفلزّ في كثير من المُركّبات الأيونية المُهمِّة مع أيون سالب يحتوي على مجموعة من الذرّات (مثل NO_3 ، SO_4 ، CO_3^{2-}).
- تتكوَّن تلك المجموعات الأيونية ionic groups من ذرّات مُترابطة بروابط تساهمية، وتحمل شحنة كلّية لتُشكِّل تركيبًا مُستقرًا.
- أُدرِجت بعض الأمثلة على تلك المجموعات في (الشكل 4-6)، كما يحتوي هذا الشكل أيضًا على مجموعة أيونية مُهمّة تحمل شحنة موجبة هي أيون الأمونيوم NH_4^{+}.

almanahj.com/om

almanahj.com/om موقع المناهج العُمانية

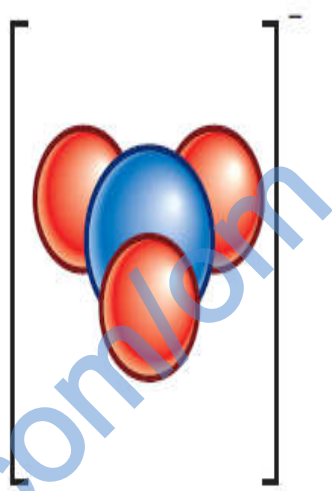
CO_3^{2-}

ذرّة كربون واحدة + ثلاث ذرّات أكسجين تحمل شحنة كليّة مقدارها 2-



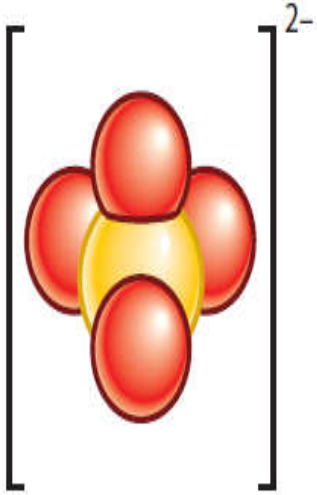
NO_3^-

ذرّة نيتروجين واحدة + ثلاث ذرّات أكسجين تحمل شحنة كليّة مقدارها 1-



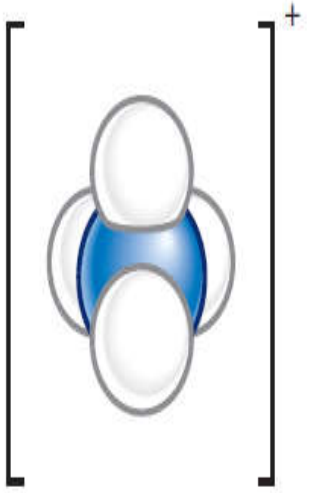
SO_4^{2-}

ذرّة كبريت واحدة + أربع ذرّات أكسجين تحمل شحنة كلّية مقدارها 2-



NH_4^+

ذرّة نيتروجين واحدة + أربع ذرّات هيدروجين تحمل شحنة كلية مقدارها 1+



almanahj.com/om

الشكل 6-4 ثلاثة أمثلة على مجموعات أيونية تحمل شحنة سالبة ومثال على مجموعة أيونية تحمل شحنة موجبة

❑ يقدِّم الجدول 4-1 ملخّصًا لبعض الأيونات البسيطة والمجموعات الأيونية.

التكافؤ*	أيونات الفلزّات البسيطة (+)	أيونات اللافلزّات البسيطة		المجموعات الأيونية	
		(+)	(-)	(+)	(-)
1	صوديوم، Na^+	البروتون (كاتيون الهيدروجين)، H^+**	هيدريد، H^-	أمونيوم، NH_4^+	هيدروكسيد، OH^-
	بوتاسيوم، K^+		كلوريد، Cl^-		نترات، NO_3^-
	فضّة، Ag^+		بروميد، Br^-		كربونات هيدروجينية، HCO_3^-
	نحاس (I)، Cu^+		يوديد، I^-		
2	ماغنيسيوم، Mg^{2+}		أكسيد، O^{2-}		كبريتات، SO_4^{2-}
	كالسيوم، Ca^{2+}		كبريتيد، S^{2-}		كربونات، CO_3^{2-}
	خارصين، Zn^{2+}				
	حديد (II)، Fe^{2+}				
	نحاس (II)، Cu^{2+}				
3	ألومنيوم، Al^{3+}		نيتريد، N^{3-}		فوسفات، PO_4^{3-}
	حديد (III)، Fe^{3+}				

*** التكافؤ هو عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة***

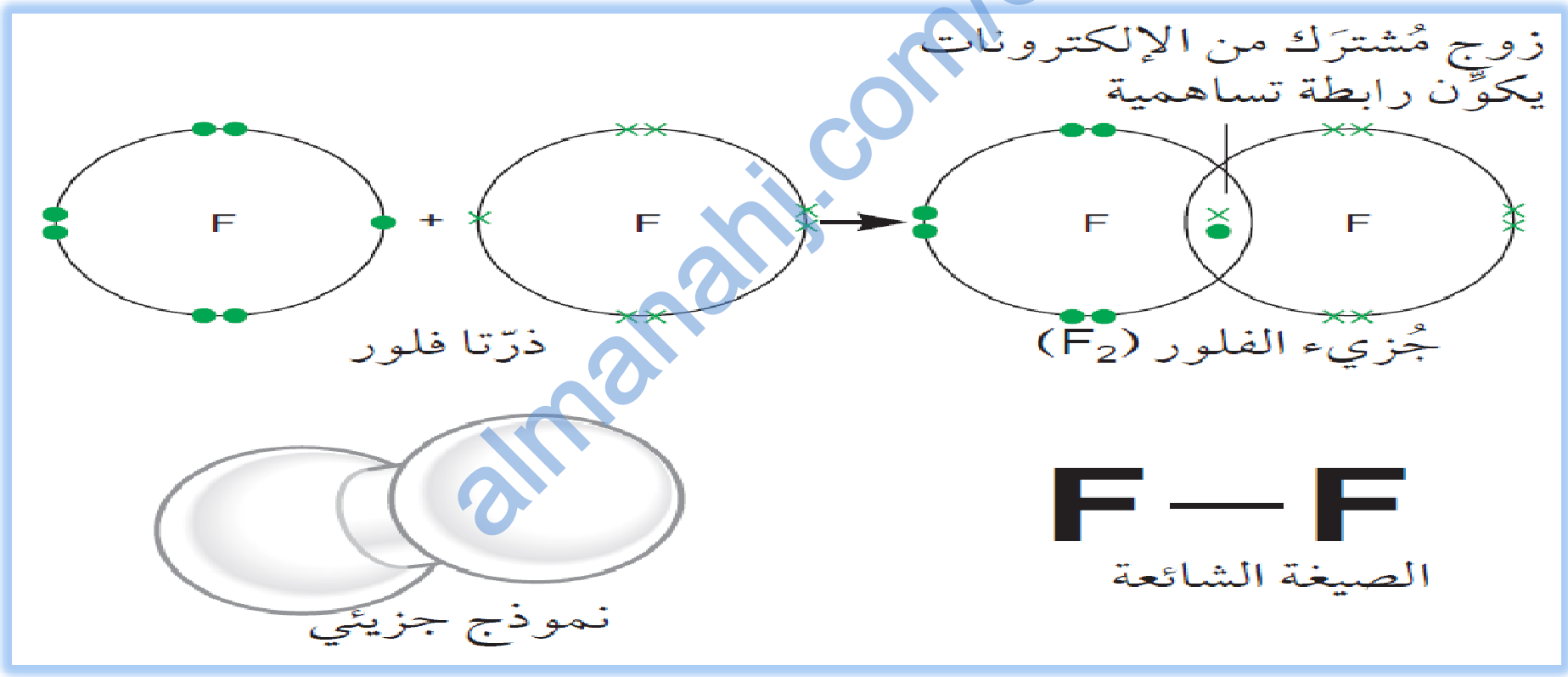
**** هذا الأيون، على عكس باقي الأيونات، غير موجود عمليًا، في الحالة الحرّة.***

almanahj.com/om

الروابط في اللافلزّات - الرابطة التساهُمية

❖ الروابط التساهُميّة في العناصر

❑ يوجد الفلور عادة في هيئة جُزيئات ثُنائية الذرّات (F_2). وفيه ترتبط ذرّتان معًا من خلال تشاركهما في الإلكترونات. وتتداخل مُستويات الطاقة مُكوِّنة الجُزيء (الشكل 4-7).



الشكل 4-7 يتكوّن جُزيء الفلور عند تشارُك الذرّتين في الإلكترونات. ويمكن استخدام النموذج الجُزيئي لإظهار تداخُل الذرّات

almanahj.com/om

- ❑ في جُزيء الفلور تُشارِك كلّ ذرّة فلور بإلكترون واحد ليكتمل المُستوى الخارجي لها بثَمانية إلكترونات، وهو الترتيب الإلكتروني نفسه للنيون، وهو أقرب غاز نبيل إلى الفلور.
- ➢ تذكّر أن التركيب الإلكتروني للنيون مستقرٌّ. فذرّات النيون لا تشكّل جُزيئات (Ne_2).

- ❑ يعُرَف تشارُك الإلكترونات بهذه الطريقة باسم الرابطة التساهُميَّة Covalent bond. وتقع إلكترونات الرابطة غالبًا بين نواتي الذرتين.
- ➢ يمكن رسم زوج إلكترونات الرابطة المشتركة في هيئة خط واحد مفرد يصل بين الذرَّتين.
- ➢ يطلق على الرابطة التي تنتج عن التشارك في زوج واحد من الإلكترونات تسمية الرابطة التساهمية الأحادية.

almanahj.com/om

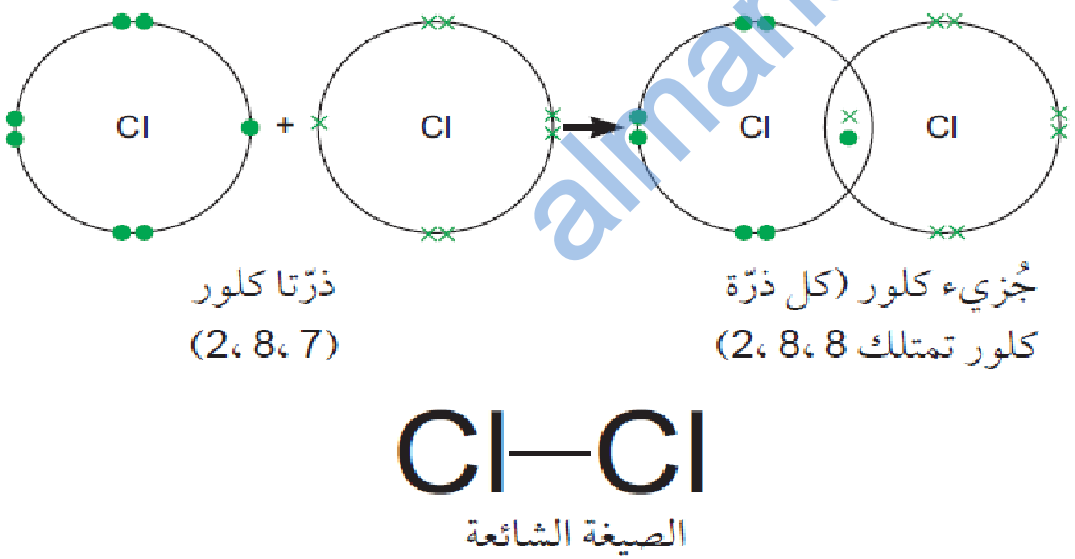
الرابطة التساهُميَّة الأُحادية

- تتشكَّل الرابطة من تشارُك ذرّتين بزوج من الإلكترونات.
- تُسهم كل ذرّة بإلكترون واحد لكل رابطة.
- تتشكَّل الجُزيئات من الذرّات المُترابطة بروابط تساهُميَّة.

❑ كثير من العناصر اللافلزّية تُشكّل جُزيئات ثُنائيّة الذرّات. إلا أن العناصر كلّها، (عدا الهيدروجين)، تشكّل الروابط بهدف الوصول إلى ثمانية إلكترونات لمُستويات الطاقة الخارجية، كالغازات النبيلة، (عدا الهيليوم).

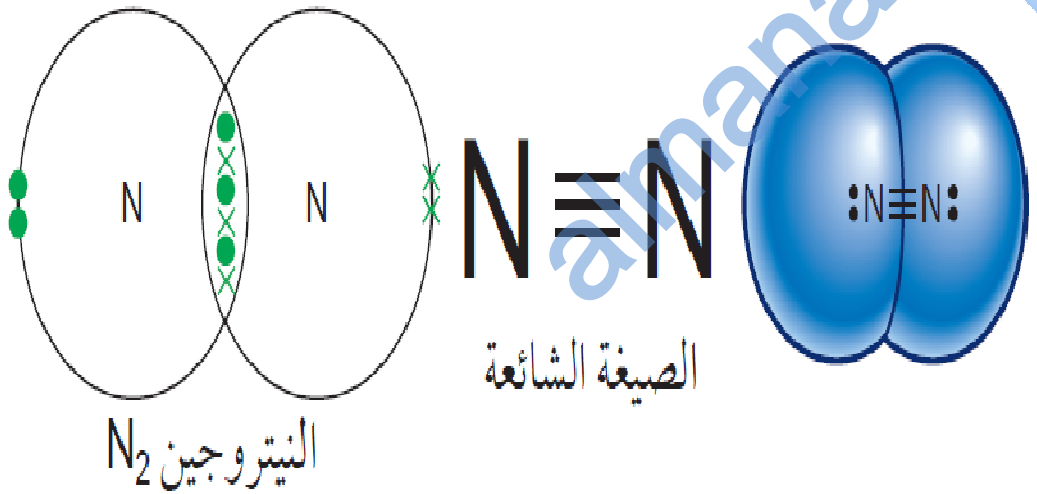
➢ هكذا تُشكِّل الهالوجينات (عناصر المجموعة VII) جُزيئات تساهُمية.

❑ يتم الترابطُ بين ذرَّتيَ الهالوجين (بين ذرَّتيَ كلور هنا) عبر رابطة تساهمية أُحادية. حيث تستخدم مثل هذه الرابطة إلكترونين اثنين، واحدًا من كل ذرَّة (الشكل 4-8).



almanahj.com/om

- لكن يجب أن نتذكَّر أننا عندما نرسم مُخطّطات توضّح تداخُل مستويات الطاقة الخارجية للذرّات، نُظهِرالإلكترونات الخارجية فقط.
  - سبب ذلك أن الإلكترونات الداخلية لا تُشارك في هذا الترابُط. وهكذا تكسب كل ذرّة الإلكترونات في عملية التشارك، ويصبح لديها ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي.
- عندما تتشكَّل جُزيئات الأكسجين (O_2) أو النيتروجين (N_2) يُستخدَم المزيد من الإلكترونات في عملية الترابط، لكي تكسب الذرّات ثمانية إلكترونات.
  - تترابط هذه الذرّات برابطة ثنائية (O_2) أو برابطة ثنائية تساهُميّة (N_2) (الشكل 4-9) وتُسمّى روابط تساهمية مُتعدِّدة.



الشكل 4-9 يحتوي جُزيء النيتروجين على رابطة ثلاثية

almanahj.com/om

❖ الروابط التساهُميَّة في المُركَّبات

- كما هي الروابط في حالة العناصر التي ذكرناها من قبل، كذل هي الروابط التي تتشكَّل بين ذرّات اللافلزّات المختلفة في المُركَّبات التساهُمية، تتكوّن من عملية التشارُك في الإلكترونات بين الذرّات.

- يتطلَّب تكوين جُزيء كلوريد الهيدروجين (HCl) تشارُك ذرّتي الهيدروجين والكلور في زوج واحد من الإلكترونات (الشكل 4-10).

almanahj.com/om

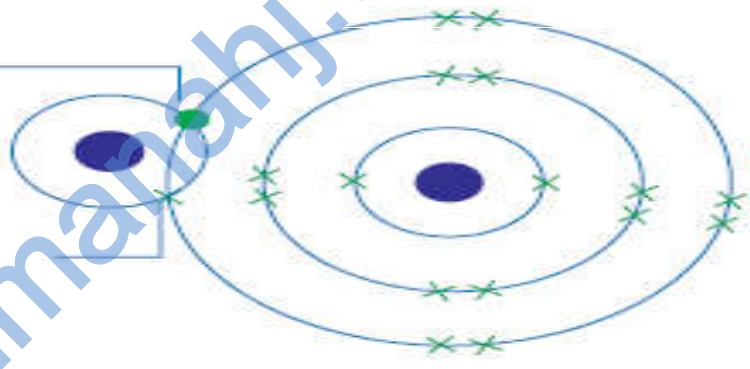
تمتلك ذرّة الهيدروجين إلكترونًا واحدًا فقط في مستوى الطاقة الأول.

تمتلك ذرّة الكلور سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الثالث.

إذا تشاركت الذرّتان في زوج واحد من الإلكترونات:

يمكن لذرّة الكلور أن تملأ مستوى طاقتها الثالث

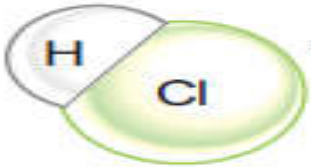
ويمكن لذرّة الهيدروجين أن تملأ مستوى طاقتها الأول



زوج الإلكترونات المتشارك

جُزيء كلوريد الهيدروجين

Cl-H



نموذج جزيئي لجزيء كلوريد الهيدروجين

almanahj.com/om

الشكل 4-10 تتشارك ذرّتا الهيدروجين والكلور بزوج واحد من الإلكترونات لتكوين جُزيء كلوريد الهيدروجين

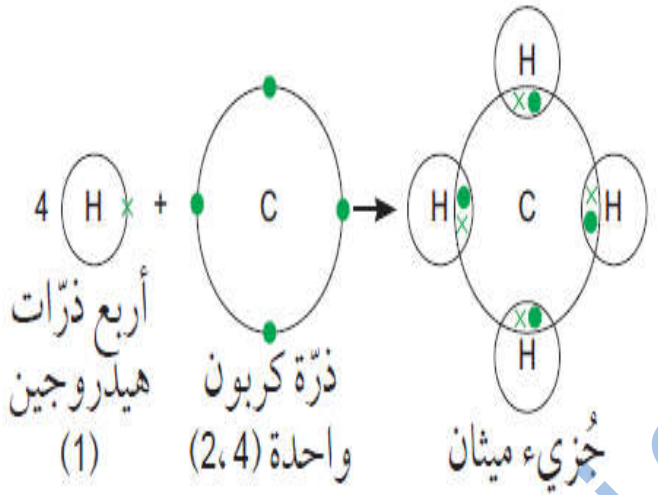
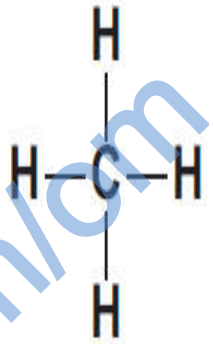
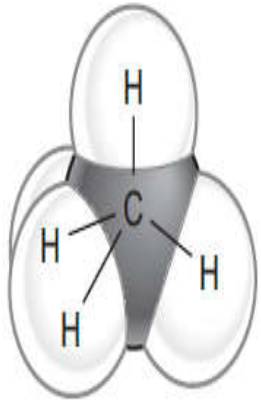
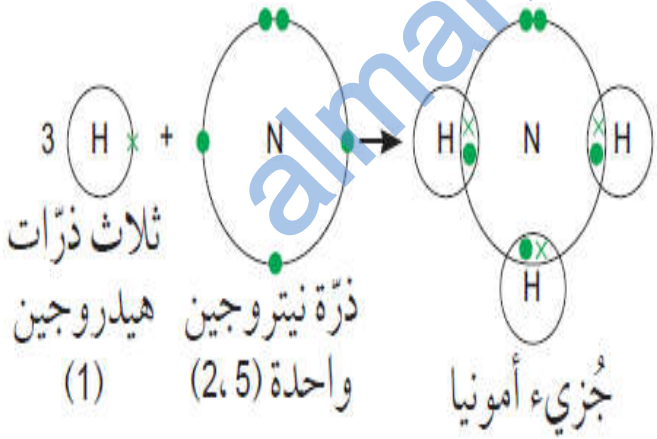
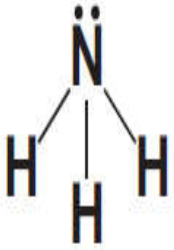
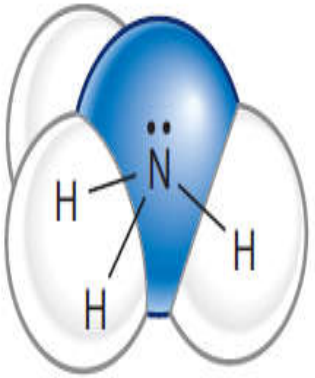
- وتوضِّح الأمثلة المبيَّنة في (الشكل 4-11) طرقًا مختلفة لتمثيل عملية التشارك تلك، كما توضِّح كيف تتوافق صيغة المُركَّب مع أعداد كل نوع من الذرَّات الموجودة في الجُزيء.

- وكما يُشكِّل جُزيء الماء والأمونيا والميثان روابط أحادية، تكوّن مركبات أخرى كثاني أكسيد الكربون روابط ثنائية.
- إذ يرتبط جُزيء ثاني أكسيد الكربون بوساطة رابطتين ثنائيّتَين بين ذرَّة كربون وذرَّتَي أكسجين.

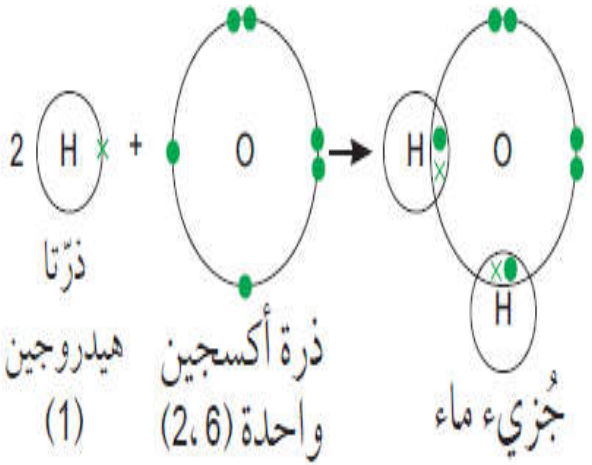
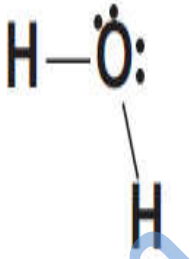
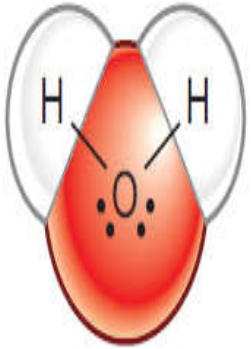
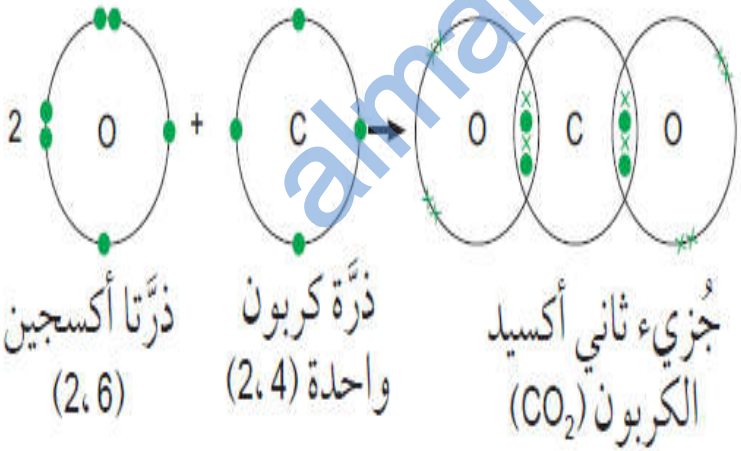
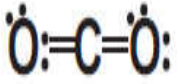
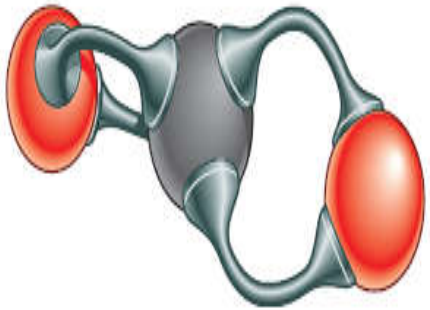
تذكَّر

- تدرَّب على رسم المُخططّات لكل من الروابط التساهُمية والأيونية.
- عندما ترسم مُخطَّطات للرابطة الأيونية تأكَّد من أنك تتذكَّر وضع الشحنات خارج الأقواس على كل أيون.

almanahj.com/om

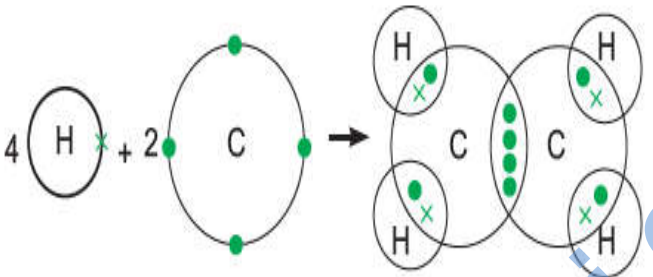
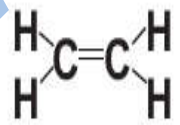
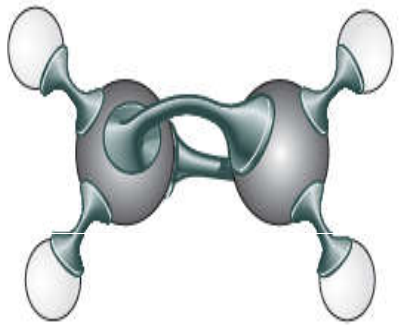
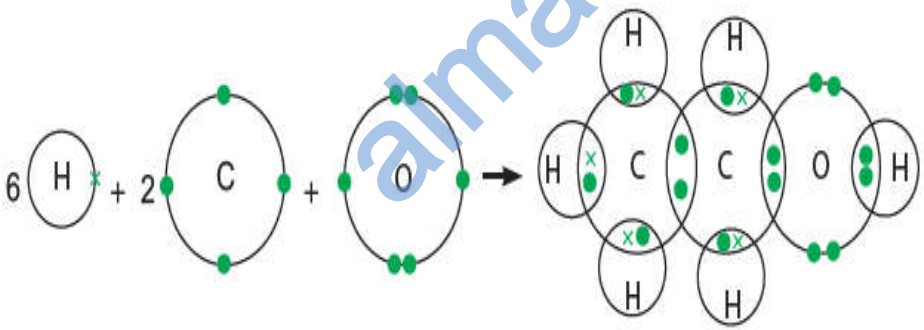
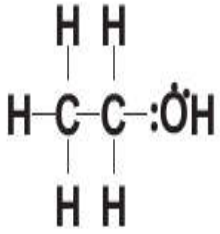
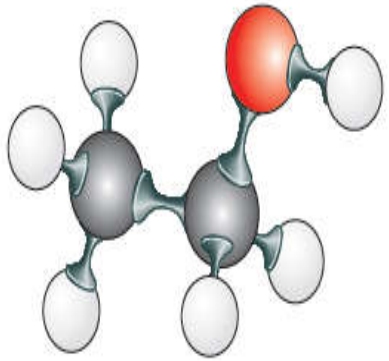
المُركّب	تكوّن الرابطة	الصيغة الشائعة	النموذج الجُزيئي
الميثان (CH_4)			
الأمونيا (NH_3)			

almanahj.com/om

الماء (H_2O)			
ثاني أكسيد الكربون (CO_2)			

almanahj.com/om

❑ يبيّن (الشكل 4-12) أمثلة أخرى على الروابط في المُركَّبات. وفي كل حالة يتماثل عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي للذرّات بين كل عُنصر والغاز النبيل الأقرب إليه في الجدول الدوري.

المُركَّب	تكوُّن الرابطة	الصيغة الشائعة	النموذج الجُزيئي
إيثين (C_2H_4)	 أربع ذرّات هيدروجين — ذرّتا كربون — (C_2H_4) — جُزيء إيثين		
إيثانول (C_2H_5OH)	 ست ذرّات هيدروجين — ذرّتا كربون — ذرّة أكسجين — (C_2H_5OH) — جُزيء إيثانول		

almanahj.com/om

مصطلحات علمية

- **الأنيون Anions :** هو الجسيم الذي يتكون عندما تكسب الذرة إلكترونا واحدا أو أكثر من إلكترون.
- **الكاتيون Cations :** هو الجسيم الذي يتكون عندما تفقد الذرة إلكترونا واحدا أو أكثر من إلكترون.
- **الرابطة الأيونية Ionic bond :** هي الرابطة التي تنشأ من التجاذب الكهروستاتيكي بين أيونات ذات شحنات متعاكسة (أنيونات وكاتيونات).ينتج عن هذه الرابطة مركبات أيونية IonicCompounds.
- **الرابطة التساهمية Covalent Bond :** هي الرابطة التي تنشأ من التشارك في زوج واحد من الإلكترونات أو أكثر من زوج من الإلكترونات، بين ذرتين. ينتج عن هذه الرابطة مركبات تساهمية جزيئية Molecular covalent compounds.

almanahj.com/om

أسئلة

1) ما نوع الرابطة التي تتشكّل بين أزواج العناصر الآتية؟
أ.الكبريت والكلور ب.الكربون والأكسجين ج.الماغنيسيوم والنيتروجين
2) لماذا تُكتب صيغة الهيدروجين دائمًا على الشكل H_2؟
3) ما القوة المسؤولة عن ترابط الصوديوم والكلور في مُركَّب كلوريد الصوديوم؟
4) ارسم مُخطَّطات للروابط التساهُمية في العناصروالمُركَّبات الآتية (مُبينًا فقط الإلكترونات الخارجية للذرّات):
أ. غاز الهيدروجين ب. الماء ج. الأمونيا د. الميثان
5) ارسم مُخطَّطات التمثيل النقطي للروابط الأيونية في المُركَّبات الآتية:
أ. كلوريد الصوديوم ب. فلوريد الليثيوم ج. أكسيد الماغنيسيوم
د. كلوريد الكالسيوم
6) يمتلك مُركَّب كربونات الصوديوم روابط أيونية وأخرى تساهُميَّة. فسِّر ذلك.

almanahj.com/om

نشاط 1-4

نمذجة الرابطة في المركبات التساهُمية

المهارات:

- يُبيّن بطريقة عملية المعرفة المتعلقة بكيفية الاستخدام الآمن للتقنيات والأجهزة والأدوات (بما فيها اتبّاع سلسلة من التعليمات المناسبة).
- ينجز التجربة ويسجّل الملاحظات والقياسات والتقديرات.
- يناقش الملاحظات التجريبية والبيانات ويقيّمها.

الطريقة

1. ستصمم في هذا النشاط نماذج جزيئية لبعض العناصر والمُركَّبات. (كلوريد الهيدروجين وثاني أكسيد الكربون والأمونيا والميثان). مع التركيز على نوعية الروابط التساهُميَّة الأحادية والثنائية والثلاثية المُتشكِّلة في الجُزيئات.
2. استخدم النماذج التي صمّمتها لمساعدتك في إكمال الجدول التالي مع رسم التراكيب البنائية لهذه العناصر والمُركَّبات.

almanahj.com/om

العنصر/ المركب	الصيغة	رسم التركيب البنائي
الهيدروجين	H_2	
الكلور	Cl_2	
الأكسجين	O_2	
النيتروجين	N_2	
الماء	H_2O	
كلوريد الهيدروجين	HCl	

almanahj.com/om

العنصر/ المركب	الصيغة	رسم التركيب البنائي
الأمونيا	NH_3	
الميثان	CH_4	
الإيثين	C_2H_4	
ثاني أكسيد الكربون	CO_2	
الإيثانول	C_2H_5OH	
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	

almanahj.com/om