

تجربة استهلاكية

ما نوع المركب المستخدم لعمل كرة مميزة؟

تُصنع هذه الكرات في الغالب من مركب يدعى أكسيد السيليكون العضوي $\text{Si}(\text{OCH}_2\text{CH}_3)_2\text{O}$.



خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. غط الطاولة بالمناديل الورقية، وضع فوقها كوبًا ورقيًا، والبس القفازين.
3. قس 20.0 ml من محلول أكسيد السيليكون العضوي.

تحليل النتائج :

١ - تفقد الكرة شكلها عند تركها فترة طويلة، ولكنها ستكون قادرة على الارتداد عند تشكيلها في صورة كرة، وعندما تجف الكرة تصبح هشة وتفتت.

٢ - تكون المركبات الأيونية بلورات تذوب في الماء ولها درجات انصهار مرتفعة، بينما يتم تصنيع الكرة من مادتين سائلتين عند درجة حرارة الغرفة، وتكون قادرة على الارتداد، ولا تذوب في الماء، وتفقد شكلها عند تركها فترة من الزمن.

تحليل النتائج

1. صف خواص الكرة التي شاهدتها.
 2. قارن بين الخواص التي شاهدتها وخواص المركب الأيوني.
- استقصاء** ما عدد الإلكترونات التي يحتاج إليها كل من السيليكون والأكسجين للوصول إلى حالة الثمانية؟ وإذا كانت كلتا الذرتين بحاجة إلى اكتساب الإلكترونات فكيف يكونان رابطة معًا؟

خواص الرابطة عمل
المطوية الآتية لتساعدك
على تنظيم دراستك لأنواع
الروابط الرئيسة الثلاث.

المطويات

منظومات الاختصار



خطوة 1 ضع ورقتين إحداهما فوق الأخرى، ودع حافة إحداهما العلوية أسفل الحافة الأخرى بـ 2cm تقريبًا.



خطوة 2 اطو حافتي صفحات الورق السفلية إلى الأعلى لعمل ثلاثة أجزاء متساوية، ثم اضغط على الشيات لتثبيتها في أماكنها.

خطوة 3 ثبت المطوية بدبوس كما في الشكل، واكتب عنوانًا لكل جزء على النحو الآتي:

رابطة أيونية	0
رابطة قطبية	0
رابطة غير قطبية	0
خواص الرابطة	0

خواص الرابطة، رابطة تساهمية غير قطبية، رابطة تساهمية قطبية، رابطة أيونية.

المطويات استعمال هذه المطوية في القسم 1-4،

ولخص ما تعلمته عن خواص الروابط، وكيف يؤثر ذلك في خواص المركب الكيميائي؟

استقصاء :

للسيليكون ٤ إلكترونات تكافؤ، أما الأكسجين فله ٦ إلكترونات تكافؤ. ولتكوين حالة الثمانية يجب أن يكتسب السيليكون ٤ إلكترونات ويكتسب الأكسجين إلكترونين. ولتشكيل الرابطة يجب أن تتشارك هذه الذرات في الإلكترونات.

- تطبيق القاعدة الثانية على الذرات التي تكون روابط تساهمية.
- تصف كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية، والثنائية والثلاثية.
- تقارن بين روابط سيجما وروابط باي.
- تربط بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها.

The Covalent Bond

الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسية تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية.

الربط مع الحياة لعلك أردت يوماً أن تشتري كرة تلعب بها أنت وأصدقاؤك، إلا أن المبلغ الذي معك لا يكفي لشرائها، وعندئذ شاركت أحد أصدقائك بالمبلغ المتبقي لشراء الكرة. إن هذا يشبه تشارك الذرات بالإلكترونات لتكوين مركبات تساهمية.

ما الرابطة التساهمية؟ What is a covalent bond

تشارك بعض الذرات بالإلكترونات ليستقر توزيعها الإلكتروني. فكيف يحدث ذلك؟ وهل هناك طرائق مختلفة تتيح المشاركة بالإلكترونات؟ وكيف تختلف خواص هذه المركبات عن المركبات التي تتكون من الأيونات؟

الإلكترونات المشتركة تشارك الذرات في المركبات غير الأيونية في الإلكترونات، كما في جزيئات قطرات الماء في الشكل 1-4. وتسمى الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلا من الفرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكتروني واحد أو أكثر من الأزواج الإلكترونية **الرابطة التساهمية**. ويتكون الجزيء عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية. وتعد الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة جزءاً من إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لكلتا الذرتين المشتركتين. وعادة ما تتكون الروابط التساهمية بين ذرات اللافلزات المتجاورة في الجدول الدوري.

تكوين الروابط التساهمية تتكون الجزيئات الثنائية الذرات - ومنها الهيدروجين (H_2) والنيتروجين (N_2)، والأكسجين (O_2)، والفلور (F_2)، والكلور (Cl_2)، والبروم (Br_2)، واليود (I_2) - عندما تتشارك ذرتان من نفس العنصر في إلكترونات التكافؤ، حيث أن الجزيء المكون من ذرتين أكثر استقراراً من الذرة في حالتها الفردية.

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية القوة التي تربط ذرتين معاً.

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية

الجزيء

تركيب لويس

رابطة سيجما σ

رابطة باي π

تفاعل ماص للطاقة

تفاعل طارد للطاقة



الشكل 1-4 تتكون كل قطرة ماء من جزيئات

يحتوي كل منها على ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين واحدة، وترتبط فيما بينها برابطة تساهمية.

وتتشكل القطرة بحسب القوى بين الجزيئية.



الشكل 2-4 تبين الأسهم في الأشكال أعلاه محصلة قوى التجاذب والتنافر بين ذرتي فلور عندما تقترب إحداهما من الأخرى. إن القوة الإجمالية بين الذرتين هي محصلة قوى التنافر بين إلكترون وإلكترون، والتنافر بين نواة ونواة، والتجاذب بين نواة وإلكترون. وتكون الرابطة التساهمية عندما تكون محصلة قوى التجاذب أعلى ما يمكن.

اربط كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟

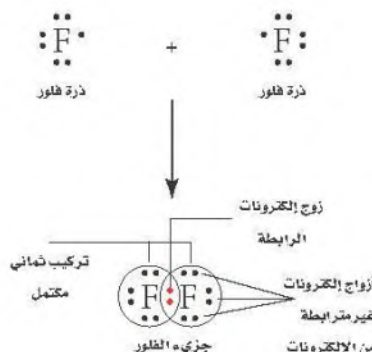
وباستعراض الفلور نجد أن له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$ ، حيث لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصل إلى الحالة الثمانية. وعندما تقترب ذرتا فلور تحت تأثير العديد من القوى - كما في الشكل 2-4 - تتولد قوتان تنافر تؤثران في الذرات، إحداهما بين إلكترونات الذرتين، والأخرى بين بروتونات الذرتين أيضاً. كما تنشأ أيضاً قوة تجاذب بين بروتونات إحدى الذرتين وإلكترونات الذرة الأخرى. وكلما اقتربت ذرات الفلور بعضها من بعض زادت قوة التجاذب بين بروتونات إحداهما مع إلكترونات الأخرى إلى أن تصل إلى نقطة تكون عندها محصلة قوى التجاذب أكبر من محصلة قوى التنافر، وعندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية، ويتكون الجزيء. أما إذا اقتربت الذرتان إحداهما من الأخرى أكثر من ذلك فسوف تغلب قوى التنافر على قوى التجاذب.

يحدث الترتيب الأكثر استقراراً والأفضل مسافة بين نواتي الذرتين. حيث تصبح محصلة قوى التجاذب عند هذه النقطة أكبر من محصلة قوى التنافر. يوجد الفلور على شكل جزيئات ثنائية الذرات؛ لأن مشاركة زوج من الإلكترونات يعطي كل ذرة فلور التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الخاص بالغاز النبيل. ويوضح الشكل 3-4 أن لكل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجاً واحداً من الإلكترونات المشتركة، وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المترابطة التي لا تشارك في تكوين الرابطة.

جواب السؤال الشكل 2-4 :

تتكون رابطة مستقرة عندما تكون محصلة قوى التجاذب أكبر ما يكون.

الشكل 3-4 تتشارك ذرتا فلور في زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.



مقارنة درجات الانصهار

7. كيف يمكن تحديد العلاقة بين نوع الرابطة ودرجة الانصهار؟
تعتمد خواص المركب على نوع الرابطة، إذا كانت أيونية أو تساهمية.
8. راقب المركبات في أثناء فترة التسخين، وسجل أيها ينصهر أولاً، ووفق أي ترتيب.
9. أغلق جهاز التسخين بعد انقضاء 5 دقائق، وارفع الطبق بالملاقط أو القفازات الخاصة بذلك.
10. دع الطبق حتى يبرد ثم تخلص منه بالطريقة الصحيحة.

تحليل النتائج

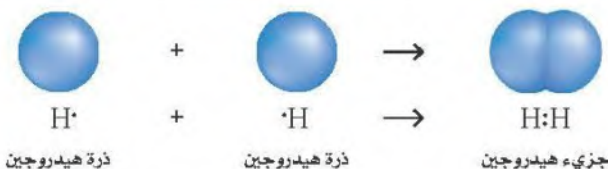
1. اذكر أي المركبات انصهر أولاً؟ وأيها لم ينصهر؟
2. طبق استناداً إلى النتائج والملاحظات، صف درجة انصهار كل مادة صلبة باستخدام أحد الخواص الآتية: منخفضة، متوسطة، مرتفعة، مرتفعة جداً.
3. استنتج أي المركبات يحتوي على روابط أيونية، وأيها يحتوي على روابط تساهمية؟
4. لخص كيف يؤثر نوع الرابطة في درجة انصهار المركبات؟

تحليل النتائج :

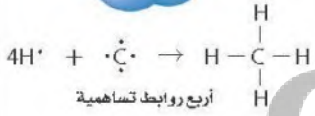
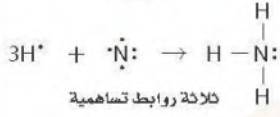
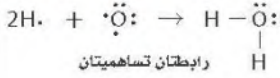
- ١- ينصهر البارافين أولاً ، أما بلورات الملح فلا تنصهر.
- ٢- البارافين: منخفضة، السكر: متوسطة، بلورات الملح: مرتفعة جداً.
- ٣ - روابط أيونية: الملح.
روابط تساهمية: البارافين والسكر.
- ٤ - درجات انصهار المركبات الأيونية أعلى من درجات انصهار المركبات التساهمية.

Single Covalent Bonds الروابط التساهمية الأحادية

عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة، كما في جزيء الهيدروجين تعرف هذه الرابطة باسم الرابطة التساهمية الأحادية. وعادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة. وفي حال جزيء الهيدروجين المبين في الشكل 4-4 تقوم كل ذرة هيدروجين بجذب زوج إلكترونات الرابطة بالمقدار نفسه. لذا ينتمي كلا الإلكترونين المشتركين إلى كل من الذرتين في الوقت نفسه، مما يعطي كل ذرة هيدروجين في الجزيء التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل $1s^2$ ، فيصبح جزيء الهيدروجين أكثر استقراراً من أي ذرة من ذرات الهيدروجين المنفردة. يوضح التمثيل النقطي للإلكترونات تركيب لويس Lewis structure ترتيب إلكترونات التكافؤ في الجزيء، حيث يمثل كل خط أو زوج من النقاط العمودية رابطة تساهمية واحدة. فعلى سبيل المثال، يمكن كتابة جزيء الهيدروجين هكذا $H-H$ أو $H:H$.



الشكل 4-4 عندما تتشارك ذرتا هيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى طاقة خارجي ممتلئ بالإلكترونات، وتصبح مستقرة.



الشكل 4-5 توضح هذه المعادلات الكيميائية كيف تتشارك الذرات في الإلكترونات وتصبح مستقرة. كما يوضح نموذج لويس، كيف تحصل كل ذرة في الجزيء على مستوى طاقة خارجي ممتلئ.

صف كيف تصل الذرة المركزية للقاعدة الثمانية؟

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية

تضم الهالوجينات - عناصر المجموعة 17- ومنها الفلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات. لذا تكون ذرات عناصر المجموعة 17 رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها الكربون. وكما سبق، فقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية مع ذرات من النوع نفسه. فعلى سبيل المثال، يوجد الفلور على صورة F_2 ، والكلور على صورة Cl_2 .

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تشارك بإلكترونين وتكون رابطين تساهميتين. فالأكسجين أحد عناصر المجموعة 16 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2 2s^2 2p^4$ ، حيث يدخل الأكسجين في تركيب الماء الذي يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. ويصبح لكل ذرة هيدروجين التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل نفسه عندما تشارك في إلكترون مع ذرة الأكسجين، كما يصبح لذرة الأكسجين التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل (نيون) عندما تشارك في إلكترون واحد مع كل ذرة هيدروجين. ويوضح الشكل 4-5a تركيب لويس لجزيء الماء. لاحظ أن لذرة الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المترابطة.

المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع عناصر المجموعة 15 أن تكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات. فالنيتروجين من عناصر المجموعة 15 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2 2s^2 2p^3$. ولغاز الأمونيا (النشادر) NH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية، حيث ترتبط ثلاثة إلكترونات من النيتروجين بثلاث ذرات من الهيدروجين تاركاً زوجاً وحيداً من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة النيتروجين. ويوضح الشكل 4-5b نموذج لويس لجزيء الأمونيا. ويستطيع النيتروجين أيضاً تكوين مركبات مشابهة للأمونيا عند اتحادها بذرات عناصر المجموعة 17، مثل NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين وثلاثي كلوريد النيتروجين NCl_3 ، وثلاثي بروميد النيتروجين NBr_3 . وتشارك كل ذرة من عناصر المجموعة 17 مع ذرة نيتروجين من خلال زوج واحد من الإلكترونات.

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع عناصر المجموعة 14 أن تكون أربع روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات. فالنيتروجين من عناصر المجموعة 14 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2 2s^2 2p^2$. ولغاز الميثان CH_4 أربع روابط تساهمية أحادية، حيث ترتبط أربعة إلكترونات من الكربون بأربع ذرات من الهيدروجين تاركاً زوجاً وحيداً من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة الكربون. ويوضح الشكل 4-5c نموذج لويس لجزيء الميثان. ويستطيع الكربون أيضاً تكوين مركبات مشابهة للميثان عند اتحادها بذرات عناصر المجموعة 17، مثل CF_4 رباعي فلوريد الكربون و CCl_4 رباعي كلوريد الكربون و CBr_4 رباعي بروميد الكربون و CI_4 رباعي يوديد الكربون. وتشارك كل ذرة من عناصر المجموعة 17 مع ذرة كربون من خلال زوج واحد من الإلكترونات.

اجابة سؤال الشكل 4-5 :

الماء: تحصل الذرة المركزية على إلكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة.

الأمونيا: إلكترونان من كل رابطة مع الهيدروجين وزوج واحد من الإلكترونات غير المرتبطة. الميثان: إلكترونان من كل رابطة مع الهيدروجين.

روابط تساهمية احادية مع اللافلزات الاخرى، ومنها عناصر المجموعة 17.

✓ ماذا قرأت؟ صف كيف يرمز تركيب لويس للرابطة التساهمية؟

اجابة سؤال ماذا قرأت :

تُوضَّح الروابط التساهمية باستعمال الشرطة (-) أو النقطتين الرأسيتين (:).

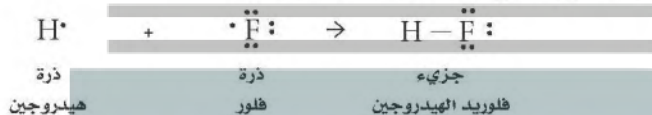
تركيب لويس للجزيء تم عمل الرسوم المبينة في الشكل 4-6 على الزجاج بالمعالجة الكيميائية (الحفر) لسطح الزجاج بواسطة فلوريد الهيدروجين HF. ارسـم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

1 تحليل المسألة

لقد علمت أن جزيء فلوريد الهيدروجين مكون من الفلور والهيدروجين. ولأن ذرة الهيدروجين - وهو عنصر في المجموعة 1- لها إلكترون تكافؤ واحد فإنها تستطيع الاتحاد بأي من اللافلزات من خلال المشاركة بزوج واحد من الإلكترونات. كما أن ذرة الفلور من عناصر المجموعة 17 تحتاج إلى إلكترون لتصل إلى حالة الثمانية، لذلك تتكون رابطة تساهمية أحادية عند اتحاد الهيدروجين والفلور.

2 حساب المطلوب

لكي نرسم تركيب لويس نبدأ بالتمثيل النقطي للإلكترونات التكافؤ لكل ذرة، ثم نعيد كتابة الرموز الكيميائية ونرسم خطأ بينهما لتوضيح زوج الإلكترونات المشتركة. وأخيراً نضيف النقط لتوضيح أزواج الإلكترونات غير المترابطة.



3 تقويم الإجابة

لكل ذرة في الجزيء التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل، وتكون في حالة الاستقرار.

مسائل تدريبية

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

1. PH_3
2. H_2S
3. HCl
4. CCl_4
5. SiH_4

6. تحفيز ارسـم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.



الشكل 4-6 تم حفر الزجاج الخشن الظاهر في الشكل كيميائياً باستعمال فلوريد الهيدروجين HF، وهو حمض ضعيف، يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السليكا (أكسيد السليكون)، المكوّن الرئيس للزجاج وينتج عن ذلك SiF_4 والماء.

اجابة سؤال ماذا قرأت :

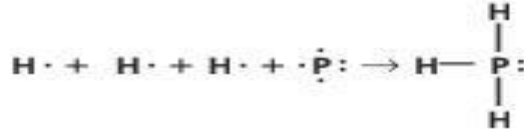
يمكن أن تتشكل روابط سيجما من التداخل بين مستوى s مع مستوى s آخر، أو مستوى s مع مستوى p، أو مستوى p مع مستوى p آخر.

الرابطة سيجما σ تسمى الروابط التساهمية الأحادية **روابط سيجما**، ويرمز إليها بالحرف الإغريقي σ . وتتكون رابطة سيجما عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتداخل مستويات تكافؤهما تداخلاً رأسياً (رأساً مقابل رأس)، فتزداد الكثافة الإلكترونية في مستوى الربط بين الذرتين. ويقع مستوى الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها أكبر ما يكون. وتتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مستوى s مع مستوى s آخر أو مستوى p، أو عند تداخل مستوى p مع مستوى p آخر. ولجزيئات الماء H_2O ، والأمونيا NH_3 والميثان CH_4 روابط سيجما، كما في الشكل 4-7.

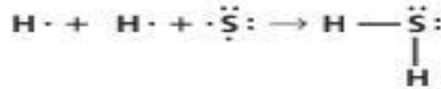
✓ **ماذا قرأت؟** كَوْن قائمة بالمستويات التي تكون رابطة سيجما في المركب التساهمي.

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

1. PH_3



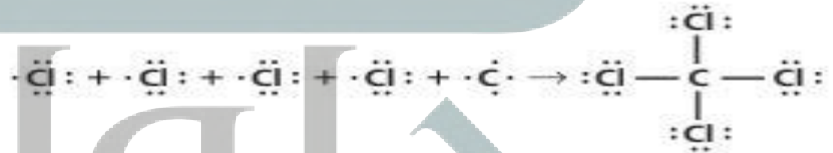
2. H_2S



3. HCl



4. CCl_4

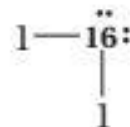


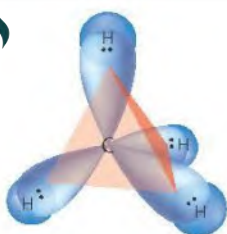
5. SiH_4



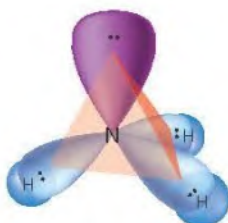
6. تحفيز ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.

باستعمال العددين 1 و 16 لتمثيل ذرات عناصر المجموعتين 1 و 16 على الترتيب، فإن الشكل المتكون هو:

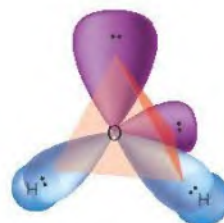




الميثان CH_4



الأمونيا NH_3



الماء H_2O

Multiple Covalent Bonds الروابط التساهمية المتعددة

الشكل 4-7 تكونت روابط

سيجما في كل من هذه الجزيئات عندما تداخلت مستويات ذرات الهيدروجين الذرية مباشرة (رأساً مقابل رأس) مع مستويات الذرة المركزية.

استنتج ما أنواع المستويات التي تتداخل لتكوين روابط سيجما في الميثان؟

اجابة سؤال الشكل 4-7 :

تتكون روابط سيجما عند تداخل مستوى من نوع s لذرة هيدروجين مع مستوى من نوع p لذرة الكربون.

تكتسب الذرات في بعض الجزيئات التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة عندما تشترك بأكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أخرى أو أكثر. وينتج عن المشاركة بأكثر من زوج من الإلكترونات الروابط التساهمية المتعددة. فالروابط التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على ذلك. وفي العادة تكون ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت روابط تساهمية متعددة مع اللافلزات. فكيف تعرف متى تكون ذرتان رابطة متعددة؟ إن عدد إلكترونات التكافؤ التي تحتاج إليها ذرة العنصر للوصول إلى الحالة الثمانية يكون مساوياً لعدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها.

الروابط الثنائية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما. فعلى سبيل المثال، يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات. ويوضح الشكل 4-8a أن لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل. لذا تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بإلكترونين، ليصل المجموع إلى زوجين من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينهما. ويحتوي النيتروجين N_2 الثنائي الذرات على رابطة تساهمية ثلاثية. ويوضح الشكل 4-8b أن كل ذرة نيتروجين تشترك بثلاثة إلكترونات لتكون رابطة تساهمية ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى.

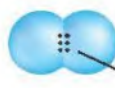
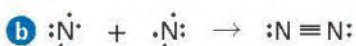
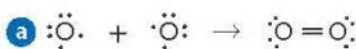
الرابطة باي π تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي واحدة على الأقل، ويرمز إليها بالرمز الإغريقي π . وتتكون هذه الرابطة عندما تتداخل مستويات p الفرعية المتوازية تداخلاً متوازيًا وتشترك في الإلكترونات. وتشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى الخط الذي يمثل مكان الاتحاد الذرتين معاً وأسفله.

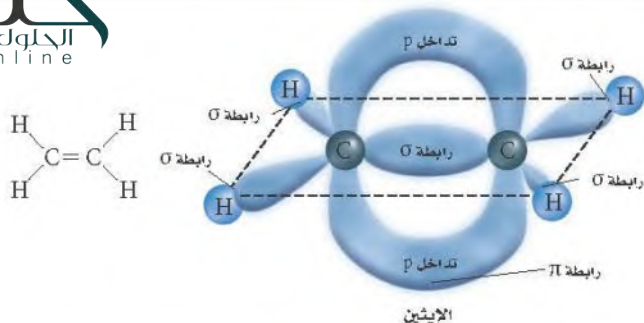
الشكل 4-8 تتكون الروابط التساهمية

المتعددة عندما تشترك ذرتان بأكثر من زوج من الإلكترونات:

a. تكون ذرتان من الأكسجين رابطة ثنائية.

b. تكون ذرتان من النيتروجين رابطة ثلاثية.





الشكل 9-4 لاحظ كيف تتكون الرابطة التساهمية المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين C_2H_4 من رابطة سيجما ورابطة باي. تقترب ذرتان من الكربون إحداهما من الأخرى لدرجة تسمح بالتداخل بشكل متوازي (جنباً إلى جنب) بين مستويات P الفرعية، وينتج عن ذلك رابطة باي π .

من المهم أن نلاحظ أن الجزيئات التي لها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وروابط باي أيضاً. فالرابطة التساهمية الثنائية الموضحة في الشكل 9-4 تتألف من رابطة باي واحدة ورابطة سيجما واحدة. أما الرابطة التساهمية الثلاثية فتتكون من رابطتي باي ورابطة سيجما واحدة.

قوة الروابط التساهمية The Strength of Covalent Bonds

تذكر أن الرابطة التساهمية تتضمن قوى تجاذب وقوى تنافر. وفي الجزيء تتجاذب النوى مع الإلكترونات، وتتنافر النوى مع النوى الأخرى، كما تتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى أيضاً. وعندما يختل هذا التوازن بين قوى التجاذب والتنافر يمكن كسر الرابطة التساهمية. ولاختلاف الروابط التساهمية في قوتها يسهل كسر بعض الروابط أكثر من غيرها. وهناك عدة عوامل تؤثر في قوة الرابطة التساهمية.

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النواتين. وتعرف المسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين بطول الرابطة، كما في الشكل 10-4، حيث تعتمد قوة الرابطة على طول الرابطة وقوة التجاذب بين الذرتين، ويحدد ذلك بحجم الذرتين المترابطتين، وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة. ويوضح الجدول 1-4 قائمة بأطوال الروابط لجزيئات الفلور F_2 والأكسجين O_2 والنيتروجين N_2 . لاحظ أنه كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة. إن طول الرابطة وقوتها مرتبطان أحدهما مع الآخر؛ فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى. فالرابطة الأحادية للفلور F_2 أضعف من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2 ، وكذلك الرابطة الثنائية للأكسجين أضعف من الرابطة الثلاثية للنيتروجين.

✓ **ماذا قرأت؟ حدد** العلاقة بين نوع الرابطة التساهمية وطولها.

الجدول 1-4	نوع وطول الرابطة التساهمية	
الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10} \text{ m}$
O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10} \text{ m}$
N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10} \text{ m}$

اجابة سؤال ماذا قرأت :

الرابطة التساهمية الثلاثية أقصر من الرابطة الرابطة التساهمية الثنائية، وهي أقصر كثيراً من الرابطة التساهمية الأحادية.

طول الرابطة



الشكل 11-4 يتطلب كسر رابطة C-C في الفحم النباتي وكسر رابطة O-O في أكسجين الهواء إلى إضافة طاقة. وعند احتراق الفحم في الأكسجين يتكون CO_2 . ويصاحب ذلك إطلاق الطاقة على شكل حرارة وضوء. لذا يعد حرق الفحم في الأكسجين تفاعلاً طارداً للحرارة.

الجدول 2-4	طاقة تفكك الرابطة
الجزء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159 kJ/mol
O_2	498 kJ/mol
N_2	945 kJ/mol

الطاقة والروابط يحدث تغير في الطاقة عند تكوّن أو تكسير الروابط بين ذرات الجزيئات. وتنبعث الطاقة عند تكوّن الرابطة، إلا أننا نحتاج إلى الطاقة لكسرها. وتعرف الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة بـ "طاقة تفكك الرابطة" وهي مقدار موجب. ويبين الجدول 2-4 طاقة تفكك الروابط لجزيئات كل من الفلور والأكسجين والنيتروجين.

وتبين طاقة تفكك الرابطة قوة الرابطة الكيميائية؛ بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة وطاقتها. ويشير الجدولان 1-4، و2-4، إلى أنه كلما قل طول الرابطة زادت طاقة تفكك الرابطة، وأن مجموع طاقات تفكك الروابط جميعها في جزيء من مركب ما يساوي مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في ذلك الجزيء. ويُحدّد إجمالي طاقة التفاعل الكيميائي بمقدار طاقة تفكك الروابط ومقدار طاقة تكوّنهما. ويحدث التفاعل الماص للطاقة عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكوّن الروابط الجديدة في المواد الناتجة. أما التفاعل الطارد للطاقة فيحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكوّن روابط المواد الناتجة أكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة. أنظر الشكل 11-4.

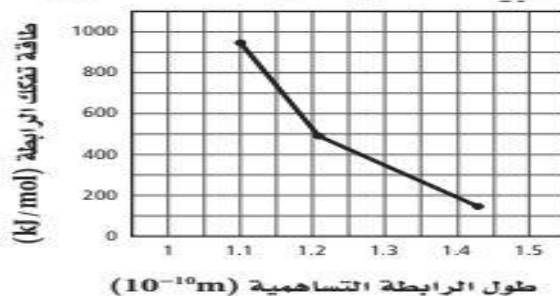
التقويم 4-1

الخلاصة

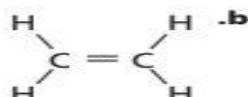
7. **الفكر** **الربط** حدّد نوع الذرات التي تكوّن في الغالب روابط تساهمية.
 8. صف كيف تنطبق القاعدة الثنائية على الروابط التساهمية؟
 9. اشرح باستخدام تركيب لويس كيف تتكون الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية؟
 10. قارن بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية.
 11. قارن بين روابط سيجما وروابط باي.
 12. طبق استعن بالجدولين 1-4 و2-4، لرسم منحنى بياني يمثل طاقة الرابطة مقابل طول الرابطة، ثم صف العلاقة بينهما.
 13. توقع طاقة تفكك الروابط التساهمية نسبياً لكل مما يأتي:
- a. $H-C \equiv C-H$ b. $H_2C=CH_2$
- تتكون الروابط التساهمية عندما تشارك الذرات في زوج أو أكثر من الإلكترونات التكافؤ.
 - ينتج عن المشاركة بزوج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات روابط تساهمية أحادية أو ثنائية، أو ثلاثية على الترتيب.
 - تكوّن روابط سيجما نتيجة تداخل الرأسى للمستويات. أما روابط باي فتتكون نتيجة تداخل المستويات المتوازية. وتتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة سيجما، في حين تتكون الرابطة المتعددة من رابطة سيجما ورابطة باي واحدة على الأقل.
 - يُقاس طول الرابطة بالمسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين. ونحتاج إلى طاقة لتفكيك الرابطة.

7. حدّد نوع الذرات التي تُكوّن في الغالب روابط تساهمية. تتكوّن معظم الروابط التساهمية بين العناصر اللافلزية.
8. صف كيف تنطبق قاعدة الثمانية على الروابط التساهمية؟ تتشارك الذرات في إلكترونات التكافؤ، وتوصل الإلكترونات المشتركة كل ذرة إلى حالة الثمانية.
9. اشرح باستخدام تركيب لويس كيف تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية؟ يجب أن توضّع تراكيب لويس مشاركة زوج واحد من الإلكترونات، وزوجين، وثلاثة أزواج على الترتيب لكل من الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.
10. قارن بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية. تُستخدم إلكترونات التكافؤ في كلتا الرابطين. ففي الروابط التساهمية تتشارك الذرات في الإلكترونات، في حين تنتقل الإلكترونات من ذرة إلى أخرى في الروابط الأيونية.
11. قارن بين روابط سيجما وروابط باي. رابطة سيجما تساهمية أحادية تتكوّن من التداخل المباشر (رأساً مع رأس) للمستويات، في حين تتكوّن رابطة باي من تداخل مستويات P بشكل متوازٍ (جنباً إلى جنب).

12. طبق استعن بالجدولين 1-4 و 2-4 من كتاب الطالب، لرسم منحنى بياني يُمثّل طاقة الرابطة مقابل طول الرابطة، ثمّ صف العلاقة بينهما. يجب أن توضّع الرسوم البيانية للطالب أنه كلما قصّر طول الرابطة ازدادت طاقة تفككها. طول الرابطة التساهمية مقابل طاقة تفكك الرابطة



13. توقّع طاقة تفكك الروابط التساهمية نسبياً لكلّ ممّا يأتي:



- d. تحتاج الرابطة C-H إلى طاقة أقل من الرابطة C≡C.
- e. تحتاج الرابطة C-H إلى طاقة أقل من الرابطة C=C.