

**الفكرة العامة** تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في إلكترونات تكافؤها.

#### 4-1 الرابطة التساهمية

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

#### 4-2 تسمية الجزيئات

**الفكرة الرئيسية** تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، والأحماض الثنائية الذرات، والأحماض الأكسجينية.

#### 4-3 التراكيب الجزيئية

**الفكرة الرئيسية** تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معاً داخل الجزيء.

#### 4-4 أشكال الجزيئات

**الفكرة الرئيسية** يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.

#### 4-5 الكهروسالبية والقطبية

**الفكرة الرئيسية** يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.

### حقائق كيميائية

- يعود الشكل الكروي لقطرة الماء إلى قوة التوتر السطحي، بسبب القوى بين الجزيئات.
- تعمل قوة التوتر السطحي في الماء عمل غشاء مرن على السطح. وتستطيع بعض الحشرات المشي على سطح هذا الغشاء الذي يكونه الماء.
- الخواص الكيميائية والفيزيائية للماء تجعله سائلاً فريداً.

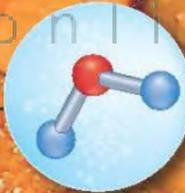
قطرة ماء كروية



النموذج في الفراغ



نموذج العصا والكرة



تركيب لويس



## تجربة استهلاكية

ما نوع المركب المستخدم لعمل كرة مميزة؟

تُصنع هذه الكرات في الغالب من مركب يدعى أكسيد السليكون 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. صب 20.0ml من محلول أكسيد السليكون العضوي.

### تحليل النتائج :

- 1 - تفقد الكرة شكلها عند تركها فترة طويلة، ولكنها ستكون قادرة على الارتداد عند تشكيلها في صورة كرة، وعندما تجف الكرة تصبح هشة وتفتت.
- 2 - 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 السليكون والأكسجين للوصول إلى حالة الثمانية؟ وإذا كانت كلتا الذرتين بحاجة إلى اكتساب الإلكترونات فكيف يكونان رابطة معًا؟

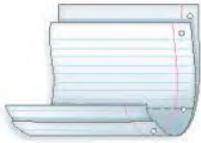
خواص الرابطة اعمل المطوية الآتية لتساعدك على تنظيم دراستك لأنواع الروابط الرئيسة الثلاث.

### المطويات

منظمات الأفكار



**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 الثنيات لتثبيتها في أماكنها.

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

رابطة أيونية	
تساهمية قطبية	
تساهمية غير قطبية	
خواص الرابطة	

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

**المطويات** استعمل هذه المطوية في القسم 1-4،

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

### استقصاء :

للسليكون 4 إلكترونات تكافؤ، أما الأكسجين فله 6 إلكترونات تكافؤ. ولتكوين حالة الثمانية يجب أن يكتسب السليكون 4 إلكترونات ويكتسب الأكسجين إلكترونين. ولتشكيل الرابطة يجب أن تتشارك هذه الذرات في الإلكترونات.

- تطبيق القاعدة الثانية على الذرات التي تكوّن 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 وأصداؤك، 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 الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكترون 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.

**تكوّن 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  $\sigma$

رابطة باي  $\pi$

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.

وتشكل القطرة بحسب القوى بين الجزيئية.

→ قوة تنافر  
← قوة تجاذب



إذا اقتربت الذرتان إحداهما من الأخرى فسوف يتنافر كل من النوى والإلكترونات فيما بينها.



المسافة بين بروتونات الذرة والإلكترونات الذرة الأخرى مناسبة لتكون رابطة مستقرة.



تقوم نواة كل ذرة بجذب السحابة الإلكترونية للذرة الأخرى، وتنشأ قوة تنافر بين النواتين وقوة تنافر أخرى بين سحابتَي الإلكترونات.



الذرتان متباعدتان كثيراً لذا لا توجد قوى تجاذب أو تنافر.

**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. وتتكون الرابطة التساهمية عندما تكون محصلة قوى التجاذب أعلى ما يمكن.

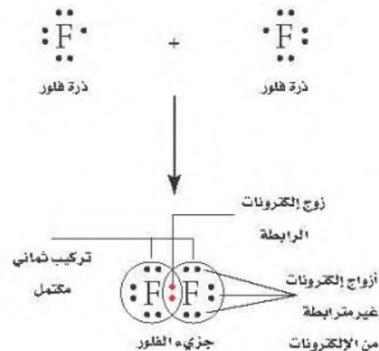
**اربط** كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟

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 قوتاً 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 أحدها 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 للذرات في الرابطة التساهمية عند أفضل 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 لتكوّن رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.



## مقارنة درجات الانصهار

7. أدر مفتاح التسخين عند أعلى درجة حرارة واطلب إلى أحد زملاء البدء في قياس زمن التسخين مستخدمًا ساعة إيقاف. راقب المركبات في أثناء فترة التسخين، وسجل أيها ينصهر أولاً، ووفق أي ترتيب.
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 استنادًا إلى النتائج والملاحظات، صف درجة انصهار كل مادة صلبة باستخدام أحد الخواص الآتية: منخفضة، متوسطة، مرتفعة، مرتفعة جدًا.
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 :

1- ينصهر البارافين أولاً ، أما بلورات الملح فلا تنصهر.

2- البارافين: منخفضة، السكر: متوسطة، بلورات الملح: مرتفعة جدًا.

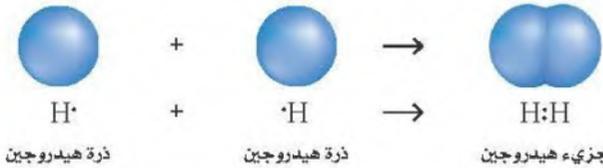
3 - روابط أيونية: الملح.

روابط تساهمية: البارافين والسكر.

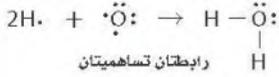
4 - درجات انصهار المركبات الأيونية أعلى من درجات انصهار المركبات التساهمية.

## الروابط التساهمية الأحادية Single Covalent Bonds

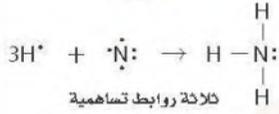
عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة، كما في جزيء الهيدروجين تعرف هذه الرابطة باسم الرابطة التساهمية الأحادية. وعادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة. وفي حال جزيء الهيدروجين المبين في الشكل 4-4 تقوم كل ذرة هيدروجين بجذب زوج إلكترونات الرابطة بالمقدار نفسه. لذا يتسمي 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 استقرارًا 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 النقط العمودية رابطة تساهمية واحدة. فعلى سبيل المثال، يمكن كتابة جزيء الهيدروجين هكذا  $H-H$  أو  $H:H$ .



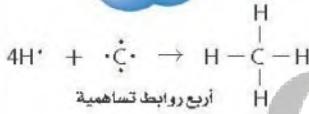
الشكل 4-4 عندما تتشارك ذرتا هيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى طاقة خارجي ممتلئًا بالإلكترونات، وتصبح مستقرة.



الأمونيا



الميثان



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؟

a

b

c

### 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  $\text{F}_2$ ، والكلور على صورة  $\text{Cl}_2$ .

### المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تشارك بالإلكترونين وتكون روابط 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)  $\text{NH}_3$  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 ثلاثي فلوريد النيتروجين وثلاثي كلوريد النيتروجين  $\text{NCl}_3$ ، وثلاثي بروميد النيتروجين  $\text{NBr}_3$ . وتتشارك كل ذرة من عناصر المجموعة 17 مع ذرة نيتروجين من خلال زوج واحد من الإلكترونات.

### المجموعة

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 :

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

**تركيب لويس للجزء** تم عمل الرسوم المبينة في الشكل 4-6 على الزجاج بالمعالجة الكيميائية (الحفر) لسطح الزجاج بواسطة فلوريد الهيدروجين HF. ارسم تركيب لويس لجزء 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 بزواج 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 خطاً بينهما لتوضيح زوج الإلكترونات المشتركة. وأخيراً نضيف النقط لتوضيح أزواج الإلكترونات غير المترابطة.



### 3 تقييم الإجابة

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

### مسائل تدريبية

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

1.  $\text{PH}_3$
2.  $\text{H}_2\text{S}$
3.  $\text{HCl}$
4.  $\text{CCl}_4$
5.  $\text{SiH}_4$

6. تحفيز ارسم تركيب لويس العام لجزء 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)، المكون الرئيس للزجاج وينتج عن ذلك  $\text{SiF}_4$  والماء.

اجابة سؤال ماذا قرأت :

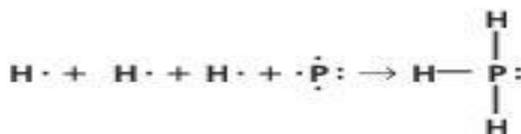
يمكن أن تتشكل روابط سيجما من التداخل بين مستوى s مع مستوى s آخر، أو مستوى s مع مستوى p، أو مستوى p مع مستوى p آخر.

**الرابطة سيجما  $\sigma$**  تسمى الروابط التساهمية الأحادية روابط سيجما، ويرمز إليها بالحرف الإغريقي  $\sigma$ . وتتكون رابطة سيجما عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل 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. وجزئيات الماء  $\text{H}_2\text{O}$ ، والأمونيا  $\text{NH}_3$  والميثان  $\text{CH}_4$  روابط سيجما، كما في الشكل 4-7.

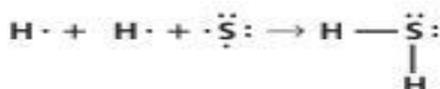
✓ **ماذا قرأت؟** كَوْن قائمة بالمستويات التي تكون رابطة سيجما في المركب التساهمي.

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

1.  $\text{PH}_3$



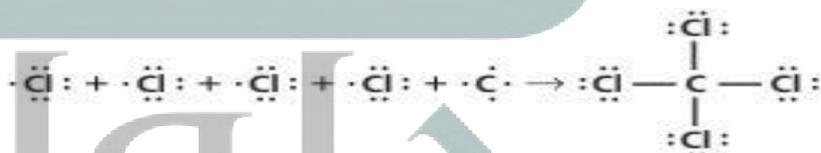
2.  $\text{H}_2\text{S}$



3.  $\text{HCl}$



4.  $\text{CCl}_4$

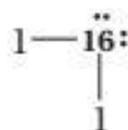


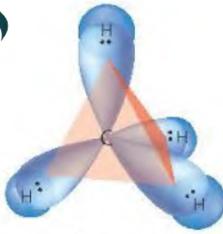
5.  $\text{SiH}_4$



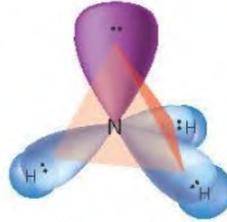
6. تحفيز ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.

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

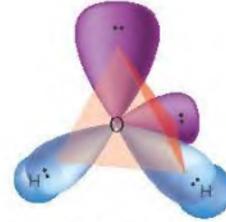




الميثان CH<sub>4</sub>



الأمونيا NH<sub>3</sub>



الماء H<sub>2</sub>O

## الروابط التساهمية المتعددة Multiple Covalent Bonds

الشكل 7-4 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؟

تكتسب الذرات في بعض الجزيئات التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة عندما تشارك 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 الثنائية يكون مساوياً لعدد الروابط التساهمية الممكنة تكوينها.

**الروابط الثنائية** تتكون هذه الروابط عندما تشارك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها. فعلى سبيل المثال، يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات. ويوضح الشكل 8a-4 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 تشارك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينهما. ويحتوي النيتروجين N<sub>2</sub> الثنائي الذرات على رابطة تساهمية ثلاثية. ويوضح الشكل 8b-4 أن كل ذرة نيتروجين تشارك 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 متوازياً وتشارك في الإلكترونات. وتشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى الخط الذي يمثل مكان اتحاد الذرتين معاً وأسفله.

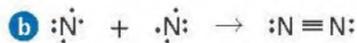
اجابة سؤال الشكل 7-4 :  
تتكون روابط سيجما عند تداخل مستوى من نوع s لذرة هيدروجين مع مستوى من نوع p لذرة الكربون.

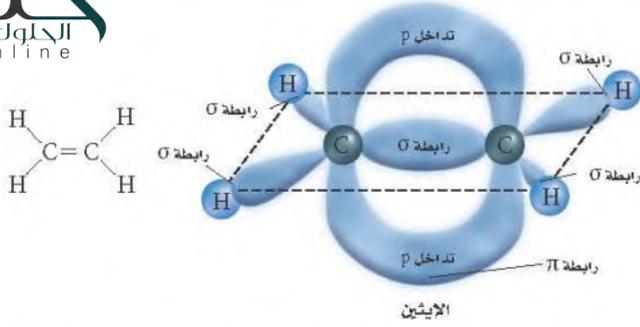
الشكل 8-4 تتكون الروابط التساهمية

المتعددة عندما تشارك 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  $\pi$ .

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، وتنافر النوى مع النوى الأخرى، كما تنافر 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.**

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

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<sub>2</sub>. ويصاحب ذلك إطلاق الطاقة على شكل حرارة وضوء. لذا يعد حرق الفحم في الأكسجين تفاعلاً طارداً للحرارة.

الجدول 4-2	طاقة تفكك الرابطة
الجزئي	طاقة تفكك الرابطة
F <sub>2</sub>	159 kJ/mol
O <sub>2</sub>	498 kJ/mol
N <sub>2</sub>	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 4-2 طاقة تفكك الروابط لجزيئات كل من الفلور والأكسجين والنيتروجين.

وتبين طاقة تفكك الرابطة قوة الرابطة الكيميائية؛ بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة وطاقاتها. 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 4-11.

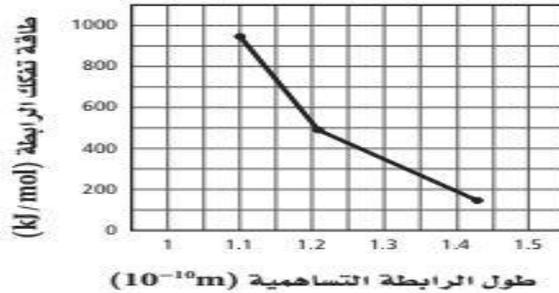
## التقويم 4-1

### الخلاصة

7. **الفكر: الربط** حدّد نوع الذرات التي تكوّن في الغالب روابط تساهمية.
  8. صف كيف تنطبق القاعدة الثمانية 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:
    - $H-C \equiv C-H$  .a
    - $H_2C=CH_2$  .b
- تتكون الروابط التساهمية عندما تشارك الذرات في زوج أو أكثر من إلكترونات التكافؤ.
- ينتج عن المشاركة بزواج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات روابط تساهمية أحادية أو ثنائية، أو ثلاثية على الترتيب.
- تكوّن روابط سيجما نتيجة التداخل الرأسي 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، وتوصّل الإلكترونات المشتركة كل ذرة إلى حالة الثمانية.
9. اشرح باستخدام تركيب لويس كيف تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية؟  
يجب أن توضح 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.  
تستخدم 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 توضح الرسوم البيانية للطالب أنه كلما قصر 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 أقلّ من الرابطة  $C \equiv C$ .
- e. تحتاج الرابطة  $C - H$  إلى طاقة أقلّ من الرابطة  $C = C$ .

## Naming Molecules تسمية الجزيئات

- تترجم الصيغ الجزيئية إلى أسماء للمركبات الجزيئية الثنائية الذرات.
- تسمي المحاليل الحمضية.

**الفكرة الرئيسية** تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، والأحماض الثنائية، والأحماض الأكسجينية.

**الربط مع الحياة** تعلم أن والدة والدتك هي جدتك، وأن أخت والدك هي عمك، بينما أخو والدتك يسمى خالك. وكما أن هذه العلاقات تحكمها قواعد في تسميتها فكذلك تحكم تسمية الجزيئات مجموعة من القواعد.

### مراجعة المفردات

**الأيون الأكسجيني السالب**، أيون يتكون من مجموعة من الذرات، وأحد عناصره في الغالب لافلز متحد بذرة أو أكثر من الأكسجين.

### تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات

#### Naming Binary Molecular Compounds

هناك العديد من الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية، إضافة إلى أسماؤها العلمية التي تبين تركيبها. فعند كتابة الصيغة الجزيئية وتسمية الجزيئات نستعمل خطوات شبيهة بتلك التي استخدمت في المركبات الأيونية.

### المفردات الجديدة

الحمض الأكسجيني.

لنبدأ أولاً بالمركبات الجزيئية الثنائية الذرات. لاحظ أن المركبات الجزيئية الثنائية الذرات تتكون من لافلزين فقط. فعلى سبيل المثال، توضح القواعد الآتية خطوات تسمية الغاز  $N_2O$ ، وهو غاز أكسيد نثائي النيتروجين ويستخدم في التخدير، واسمه الأكثر شيوعاً الغاز المضحك.

1. يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً، ويظهر اسم العنصر الأول كاملاً. **N** هو رمز النيتروجين.
2. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع (يد). **O** رمز الأكسجين ويظهر باسم أكسيد.
3. تُستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية، ويبين الجدول 3-4 قائمة بالبادئات الأكثر شيوعاً واستعمالاً. ونظراً إلى وجود ذرتي نيتروجين تُستخدم البادئة "ثنائي".

الجدول 3-4		بادئات أسماء المركبات التساهمية	
عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

تسمية مركبات الجزيئات الثنائية الفترات ما اسم المركب  $P_2O_5$  الذي يُستخدم مادةً مجففة تمتص الماء؟

### 1 تحليل المسألة

**المعطيات:** الصيغة الجزيئية للمركب. تحتوي الصيغة على العناصر وعدد ذرات كل عنصر في الجزيء. ولأن العنصرين من اللافلزات لذا يمكن استخدام القواعد المتبعة عند تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات.

### 2 حساب المطلوب

أولاً سمّ عناصر المركب.

العنصر الأول يُسمى باسمه الكامل.

الفوسفور

العنصر الثاني يُضاف مقطع (يد) إلى أصل اسم العنصر

أكسيد

عند جمع الاسمين معاً.

أكسيد الفوسفور

والآن نضيف البادئات التي تعبر عن عدد ذرات كل عنصر.

### خامس أكسيد ثنائي الفوسفور

### 3 تقويم الإجابة

يبين اسم المركب أنه يحتوي على ذرتين من الفوسفور، وخمس ذرات من الأكسجين. وهذا يتفق مع الصيغة الجزيئية  $P_2O_5$ .

### مسائل تدريجية

سمّ كلاً من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14.  $CO_2$

15.  $SO_2$

16.  $NF_3$

17.  $CCl_4$

18. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟

**أسماء شائعة لبعض المركبات الجزيئية** هل استمتعت يوماً بكأس باردٍ من أكسيد ثنائي الهيدروجين؟ لقد فعلت ذلك مراراً، غير أنك استخدمت الاسم الشائع لذلك وهو الماء. تذكر أن الكثير من المركبات الأيونية لها أسماء شائعة بالإضافة إلى الاسم العلمي. فعلى سبيل المثال، صودا الخبز هي كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وملح الطعام هو كلوريد الصوديوم.

عُرف الكثير من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، ومنها أكسيد النيتروز والماء، منذ زمن طويل، وأعطيت أسماء شائعة قبل تطوير النظام الحالي في تسمية المركبات. ومن المركبات التساهمية التي تعرف غالباً باسمها الشائع بدلاً من اسمها العلمي الأمونيا  $NH_3$  والهيدرازين  $N_2H_4$  وأكسيد النيتريك  $NO$ .

✓ **ماذا قرأت؟ طبق** ما الاسم العلمي لكل من الأمونيا والهيدرازين وأكسيد النيتريك؟

اجابة سؤال ماذا قرأت :

ثلاثي هيدريد النيتروجين،

رباعي هيدريد ثنائي

النيتروجين، أول أكسيد

النيتروجين.

سمِّ كلاً من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

- |                         |             |
|-------------------------|-------------|
| ثاني أكسيد الكربون      | 14. $CO_2$  |
| ثاني أكسيد الكبريت      | 15. $SO_2$  |
| ثلاثي فلوريد النيتروجين | 16. $NF_3$  |
| رباعي كلوريد الكربون    | 17. $CCl_4$ |

18. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟



## تسمية الأحماض Naming Acids

تكون المحاليل المائية لبعض الجزيئات حمضية، ويُسمى المركب حمضاً إذا أنتج أيونات الهيدروجين  $H^+$  في المحلول. فعلى سبيل المثال،  $HCl$  ينتج  $H^+$  في المحلول، لذا فهو حمض. وهناك نوعان من الأحماض، هما الأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

**تسمية الأحماض الثنائية** يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط. وتسمى الأحماض الثنائية الشائعة -ومنها حمض الهيدروكلوريك- وفق القواعد الآتية:

1. يستعمل المقطع "هيدرو" في الكلمة الثانية لتسمية الجزء الهيدروجيني من المركب. وتتألف بقية الكلمة من جذر اسم العنصر الثاني مضافاً إليها الخاتمة "يك". لذا فإن  $HCl$  (الهيدروجين والكلور) يصبحان معاً هيدروكلوريك.

2. تكون الكلمة الأولى دائماً كلمة حمض، لذا فإن محلول  $HCl$  في الماء يعرف باسم حمض الهيدروكلوريك. وعلى الرغم من أن تعبير ثنائي يشير إلى وجود عنصرين فقط، إلا أن بعض الأحماض التي تحوي أكثر من عنصرين تُسمى بالطريقة نفسها التي تسمى بها الأحماض الثنائية العناصر ما لم تحتوي صيغة الحمض على الأكسجين. ويكون جذر الجزء الثاني للاسم هو جذر الأيون المتعدد الذرات. فمثلاً  $HCN$  الذي يتألف من الهيدروجين وأيون السيانيد يعرف باسم حمض الهيدروسيانيك.

**تسمية الأحماض الأكسجينية** يعرف الحمض الذي يتألف من الهيدروجين وأيون أكسجيني باسم الحمض الأكسجيني. ولا بد أنك تتذكر أن الأيون الأكسجيني السالب عبارة عن أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين. والقواعد الآتية تشرح طريقة تسمية حمض النيتريك  $HNO_3$  وهو حمض أكسجيني.

1. أولاً: تعرّف الأيون الأكسجيني الموجود. إن الكلمة الثانية التي يتألف منها اسم الحمض الأكسجيني تأتي من مصدر الأيون الأكسجيني ومعها مقطع "بير" أو "هيسو". أما إذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بمقطع "ات" فيستبدل به مقطع "يك". وإذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بمقطع "يت" فإنه يستبدل به مقطع "وز". ويصبح أيون النترات نيتريك.

2. تكون الكلمة الأولى دائماً كلمة حمض، فجزء  $HNO_3$  (المكون من الهيدروجين وأيون النترات) يصبح حمض النيتريك.

ويوضح الجدول 4-4 كيف تتفق أسماء عدة أحماض أكسجينية مع هذه القواعد. ولاحظ أن الهيدروجين لا يذكر في عمود "اسم الحمض".

تسمية الأحماض الأكسجينية			الجدول 4-4
اسم الحمض	المقطع	الأنيون الأكسجيني	المركب
حمض الكلوريك	- يك	كلورات	$HClO_3$
حمض الكلوروز	- وز	كلوريت	$HClO_2$
حمض النيتريك	- يك	نترات	$HNO_3$
حمض النيتروز	- وز	نيتريت	$HNO_2$

الجدول 4-5		صيغ بعض المركبات التساهمية وأسمائها
الصيغ الجزيئية	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H <sub>2</sub> O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH <sub>3</sub>	أمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	هيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض الكلور	حمض الهيدروكلوريك

ويلخص الجدول 4-5 الصيغ الجزيئية وأسماء بعض المركبات التساهمية. لاحظ وجود أسماء شائعة للأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية بالإضافة إلى أسمائها العلمية.

#### مسائل تدريبية

سمِّ كلاً من الأحماض الآتية مفترضاً أن جميعها تذوب في الماء.

19. HI    20. HClO<sub>3</sub>    21. HClO<sub>2</sub>    22. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    23. H<sub>2</sub>S

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيروديك؟

#### كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات

#### Writing Chemical Formulas from Names

يُظهر اسم المركب الجزيئي تركيبه، ويُعدّ هذا مهماً لمعرفة طبيعة المركب الكيميائي؛ فعند إعطائك اسم أي جزيء ثنائي ينبغي أن تعرف كيف تكتب صيغته الجزيئية. فالمقاطع المستخدمة في الاسم تشير إلى عدد الذرات في الجزيء وتحدد الأرقام السفلية المستخدمة في الصيغة الجزيئية. ويمكن معرفة الصيغة الجزيئية للحمض أيضاً من اسم الحمض نفسه، ومن المفيد أن تتذكر أن كل الأحماض الثنائية تحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر.

#### مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة.

26. أكسيد ثنائي الهيدروجين.

27. ثلاثي فلوريد الكلور.

28. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور.

29. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت.

30. تحفيز ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟

سمِّ كلًّا من الأحماض الآتية مفترضًا أن جميعها تذوب في الماء:

19. HI حمض الهيدروبيودييك
20. HClO<sub>3</sub> حمض الكلوريك
21. HClO<sub>2</sub> حمض الكلوروز
22. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> حمض الكبريتيك
23. H<sub>2</sub>S حمض الهيدروكبريتيك

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيروديك؟



اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة AgCl

26. أكسيد ثنائي الهيدروجين H<sub>2</sub>O

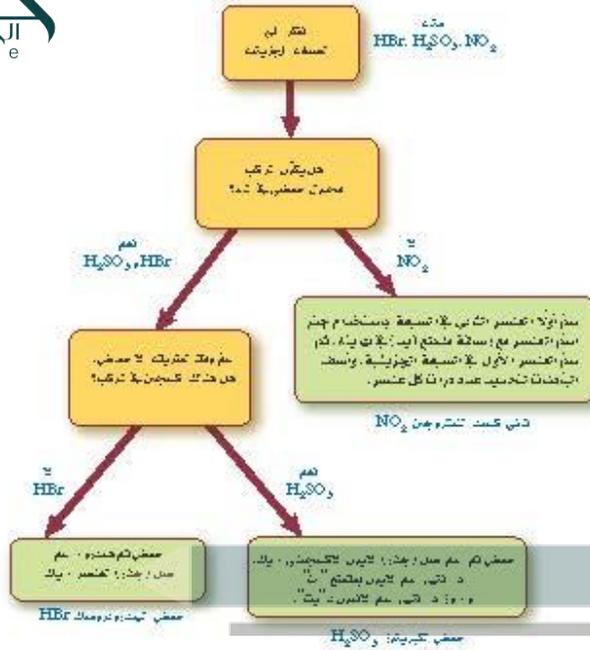
27. ثلاثي فلوريد الكلور ClF<sub>3</sub>

28. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

29. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت S<sub>2</sub>F<sub>10</sub>

30. تحفيز ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟





الشكل 12-4- تستخدم خريطة المفاهيم هذه لتسمية المركبات انجز بنية في حال معرفة صيغتها الكيميائية.  
طبق أي المركبات في الشكل حمض أكسجيني، وأيها حمض ثنائي؟

اجابة سؤال الشكل 12-4 :  
H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> حمض أكسجيني ,  
HBr حمض ثنائي .

ويتعين عليك لتسمية الأحماض الأكسجينية - وهي الأحماض التي تحتوي على أنيون الأكسجين - أن تعرف الأسماء الشائعة للأيون الأكسجيني أولاً.  
يساعد الشكل 12-4 على تحديد اسم المركب الجزئي التساهمي، ولإستخدام خريطة المفاهيم ابدأ من القمة وطبق الإرشادات الموجودة في الأشكال الملونة، حتى تحدد اسم المركب المطلوب.

## التقويم 4-2 الخلاصة

31. اكتب الصيغة الجزيئية للمركب الذي يحتوي على 3 ذرات هيدروجين و 1 ذرة نيتروجين و 3 ذرات أكسجين.
  32. عرف المركب الجزئي الثنائي.
  33. صف الفرق بين الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني.
  34. طبق اشرح كيف تسمى الجزئي N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>، باستخدام قواعد تسمية المركب الجزئي الثنائي.
  35. طبق اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية: حمض الأيوديك، ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت، أكسيد ثنائي النيتروجين، حمض الهيدروفلوريك.
  36. اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية:
 

a. ثلاثي أكسيد ثنائي النيتروجين	d. حمض الكلوريك
b. أكسيد النيتروجين	e. حمض الكبريتيك
c. حمض الهيدروكلوريك	f. حمض الكبريتوز
- تحتوي أسماء الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية على مقاطع للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الصيغة الجزيئية.
  - تكون المركبات التي تنتج H<sup>+</sup> في محاليلها حمضية. وتحتوي الأحماض الثنائية على الهيدروجين وعنصر آخر، أما الأحماض الأكسجينية فتحتوي على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

31. لُخص القواعد المُستخدمة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية العناصر.

سم أولاً العنصر الثاني في الصيغة باستخدام جذر اسم العنصر مع إضافة مقطع (يد) في نهايته، ثم سم العنصر الأول في الصيغة الجزيئية، وأضف البادئات لتحديد عدد ذرات كل عنصر.  
32. عرف المركب الجزيئي الثنائي.

هو مركب جزيئي يتكوّن من عنصرين لافلزيين فقط.

33. صف الفرق بين الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني.  
يتكوّن الحمض الثنائي من الهيدروجين وأحد العناصر الأخرى. أما الحمض الأكسجيني فيتكوّن من الهيدروجين، وعنصر آخر، والأكسجين.

34. طبق اشرح كيف تُسمّي الجزيء  $N_2O_4$ ، باستخدام قواعد تسمية المركب الجزيئي الثنائي؟

توجد ذرتان من النيتروجين؛ لذا نستخدم بادئة (ثنائي) مع اسم النيتروجين، وأربع ذرات من الأكسجين؛ لذا نستخدم مقطع (رابع) مضافاً إلى جذر اسم الأكسجين وينتهي بـ (يد). فيكون الاسم رابع أكسيد ثنائي النيتروجين.

35. طبق اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية:

$HIO_3$	حمض الأيوديك
$S_2O_3$	ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت
$N_2O$	أكسيد ثنائي النيتروجين
$HF$	حمض الهيدروفلوريك

36. اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية:

$N_2O_3$	a. ثلاثي أكسيد ثنائي النيتروجين
$NO$	b. أكسيد النيتروجين
$HCl$	c. حمض الهيدروكلوريك
$HClO_3$	d. حمض الكلوريك
$H_2SO_4$	e. حمض الكبريتيك
$H_2SO_3$	f. حمض الكبريتوز

- تطبيق الخطوات الرئيسية لرسم تركيب لويس.
- تحدد الجزيئات التي تحدث فيها ظاهرة الرنين.
- تحدد ثلاث حالات لجزيئات تشذ عن القاعدة الثمانية، وتسمي هذه الجزيئات.

## Molecular Structures التراكيب الجزيئية

**الفكرة الرئيسية** تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معاً داخل الجزيء.

**الربط مع الحياة** لعلك - عندما كنت صغيراً - قد لعبت بقطع المكعبات التي تُركب بطرائق محددة. إن شكل المجسم الذي بنيته يعتمد على طرائق تركيب هذه المكعبات. بطريقة مشابهة يتم بناء الجزيئات من ذراتها.

### الصيغ البنائية Structural Formulas

تجربنا الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية عن أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط. ولمعرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية تستعمل النماذج في تمثيل الجزيء. وبين الشكل 13-4 وجود أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيء. وقد تم تمثيل ذرات كل عنصر في نموذج الكرة والعصا ونموذج ملء الفراغ الجزيئي بواسطة كرة ذات لون مختلف. وتستعمل الألوان لتعرف الذرات إذا لم يكتب عليها الرمز الكيميائي للعنصر.

وأكثر النماذج الجزيئية فائدة نموذج الصيغة البنائية الذي يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات. ويمكنك توقع الصيغة البنائية من خلال رسم تركيب لويس، فقد سبق أن رأيت بعض الأمثلة البسيطة على تركيب لويس. إلا أننا نحتاج إلى بناء أكثر من تركيب لتحديد

### مراجعة المفردات

**الرابطة الأيونية**: قوة كهروستاتيكية تربط الجسيمات ذات الشحنات المختلفة بعضها مع بعض في المركب الأيوني.

### المفردات الجديدة

الصيغة البنائية

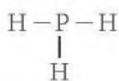
الرنين

الرابطة التساهمية التناسقية

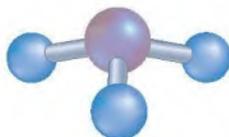
اجابة سؤال الشكل 13-4 :

توضح النماذج جميعها نوع الذرات وعددها، أما نموذج لويس، والصيغ البنائية، ونموذج الكرة والعصا، ونموذج ملء الفراغ الجزيئي فتوضح الشكل الهندسي. ويوضح نموذج لويس توزيع الإلكترونات التكافؤ في صورة أزواج من الإلكترونات المترابطة، وأزواج من الإلكترونات غير المترابطة. ويبين نموذج ملء الفراغ الجزيئي الحجم النسبي للذرات.

نموذج ملء الفراغ الجزيئي



الصيغة البنائية



نموذج لويس  
نموذج الكرة-العصا

**تراكيب لويس** على الرغم من سهولة رسم تراكيب لويس لمعظم المركبات المكونة من الذرات الجزيئية إلا أنه من المفيد أن تتبّع خطوات منتظمة لعمل ذلك؛ فكلما أردت أن ترسم تركيب لويس اتبع الخطوات المبينة في استراتيجية حل المسألة.

### استراتيجية حل المسألة

#### رسم تراكيب لويس

1. توقع موقع ذرات معينة.  
تكون الذرة التي لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. ويكون هذا العنصر أقرب إلى الجهة اليسرى من الجدول الدوري، وفي الغالب يكون مكان الذرة المركزية في مركز الجزيء، كما أنه يحيط بها أكبر عدد من الذرات في الجزيء. وعليه فإن باقي الذرات في الجزيء هي ذرات جانبية.  
يكون الهيدروجين دائماً ذرة جانبية؛ لأنه يشارك بالإلكترون واحد من الإلكترونات، ويتصل بذرة واحدة فقط.
2. حدد عدد الإلكترونات المتوفرة لتكوين روابط؛ إذ يساوي هذا العدد الكلي للإلكترونات تكافؤ الذرات الموجودة في الجزيء.
3. حدد عدد أزواج إلكترونات الربط. ولتحديد هذا العدد اقسم عدد الإلكترونات المتوفرة للربط على 2.
4. حدد أماكن أزواج الربط. ضع زوج ترابط واحدًا (رابطة واحدة) بين الذرة المركزية وكل ذرة جانبية.
5. حدد عدد أزواج إلكترونات الترابط المتبقية. ولتحديد ذلك اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة الرابعة من العدد الكلي للأزواج في الخطوة الثالثة. حيث تبين الأزواج المتبقية عدد الأزواج غير المترابطة والأزواج المستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية، ثم ضع الأزواج غير المترابطة حول كل ذرة جانبية (ما عدا الهيدروجين) مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقيق القاعدة الثمانية، ثم ضع أي أزواج إضافية على الذرة المركزية.
6. حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية.  
هل الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا كان الجواب لا فإنها لا تحقق القاعدة الثمانية. ولتحقيق القاعدة الثمانية حول زوجاً أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية، فتبقي هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الجانبية، وكذلك مع الذرة المركزية. تذكر أن الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكون روابط ثنائية وثلاثية.

#### طبق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3-4 و 4-4 لمعرفة كيف طبقت هذه الخطوات في حل المسائل.

تركيب نوبس مركب تساهمي له روابط أحادية. تستخدم الأمونيا بوصفها خامًا لصناعة العديد من المواد الأخرى، ومنها مواد التنظيف والأسمدة والمتفجرات. ارسم تركيب لويس للأمونيا  $\text{NH}_3$ .

### 1 تحليل المسألة

يتكون جزيء الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين، ولكون الهيدروجين ذرة جانبية فلا بد أن يكون النيتروجين الذرة المركزية.

### 2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الإجمالي للإلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

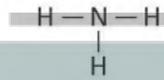
$$8 \text{ إلكترونات تكافؤ} = \frac{1 \text{ إلكترون تكافؤ}}{1 \text{ atom H}} \times 3 \text{ atom H} + \frac{5 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom N}} \times 1 \text{ atom N}$$

هناك 8 إلكترونات تكافؤ موجودة للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي. وللتقيام بذلك اقسم عدد الإلكترونات المتوفرة للترابط على 2.

$$\frac{8 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترون/زوج}} = 4 \text{ أزواج}$$

يتوافر أربعة أزواج من الإلكترونات للترابط.



ضع زوجًا رابطًا من الإلكترونات بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية.

حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

$$4 \text{ أزواج (المجموع الكلي)} - 3 \text{ أزواج مستخدمة} = \text{زوج واحد غير رابط}$$

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من العدد الإجمالي للإلكترونات المتوفرة للترابط.

يكون الزوج المتبقي هو زوج غير رابط، ويجب أن يضاف إلى الذرة المركزية أو إلى الذرات الجانبية. ولأن ذرات الهيدروجين تقبل رابطة واحدة فقط فإنها لا تستقبل زوجًا غير رابط من الإلكترونات.



ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

### 3 تقويم الإجابة

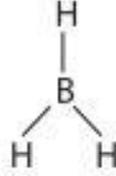
تشارك كل ذرة هيدروجين بزوج واحد من الإلكترونات. وتشارك ذرة النيتروجين المركزية بثلاثة أزواج من الإلكترونات، ولها زوج واحد غير رابط للحصول على حالة الثمانية المستقرة.

### مسائل تدريجية

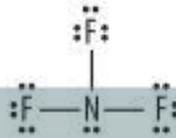
37. ارسم تركيب لويس لجزيء  $\text{BH}_3$ .

38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.

37. ارسم تركيب لويس لجزيء  $BH_3$ .



38. تحفيز يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.



تركيب لويس لمركب تساهمي يحتوي روابط متعددة ثاني أكسيد الكربون هو ناتج عملية تنفس الخلايا في الجسم. ارسم تركيب لويس لجزيء  $\text{CO}_2$ .

### 1 تحليل المسألة

يحتوي جزيء ثاني أكسيد الكربون على ذرة كربون وذرتي أكسجين. ولأن الكربون أقل جذباً للإلكترونات المشتركة تصبح ذرة الكربون الذرة المركزية، وذرتا الأكسجين ذرات جانبية.

### 2 حساب المطلوب

لايجاد العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ الموجودة

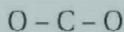
$$16 \text{ إلكترون تكافؤ} = \frac{6 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom O}} \times 2 \text{ atom O} + \frac{4 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom C}} \times 1 \text{ atom C}$$

لذا، فهناك 16 إلكترون تكافؤ متوافر للترابط.

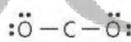
$$\text{حدد عدد أزواج الترابط الكلي بقسمة عدد الإلكترونات المتوافرة على 2.} \quad \frac{16 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترون/زوج}} = 8 \text{ أزواج}$$

هناك 8 أزواج من الإلكترونات متوافرة للترابط.

ضع زوج رابط (رابطة أحادية) بين ذرة الكربون المركزية وذرتي الأكسجين الجانبيتين.



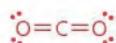
لتحديد عدد أزواج الترابط المتبقية، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الروابط من المجموع الكلي لأزواج الإلكترونات غير الرابطة. اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوافرة - 8 أزواج (المجموع الكلي) - زوجين مستخدمين = 6 أزواج غير رابطة.



أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة إلى كل ذرة أكسجين جانبية.

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوافرة المتبقية. 6 أزواج (المجموع الكلي) - 6 أزواج مستخدمة = 0 أزواج غير رابطة.

تفحص التركيب غير المكتمل، وبين مواقع الأزواج غير الرابطة. لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا توجد أزواج إلكترونات إضافية متاحة. ولحصول ذرة الكربون على ثمانية إلكترونات، يجب أن يكون الجزيء روابط ثنائية.



استخدم زوجاً غير مرتبط من كل ذرة أكسجين لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون

### 3 تقويم الإجابة

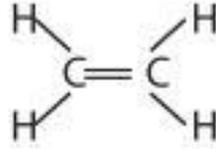
تحقق كل من الكربون والأكسجين القاعدة الثمانية.

### مسائل تدريبية

39. ارسم تركيب لويس للإيثيلين  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

40. تحفيز يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على أزواج غير مرتبطة وأزواج مرتبطة متعددة. ارسم تركيب لويس للجزيء.

39. ارسم تركيب لويس للإثيلين  $C_2H_4$ .



40. تحفيز يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على أزواج غير مرتبطة وأزواج مرتبطة متعددة. ارسم تركيب لويس للجزيء.



**تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات** على الرغم من أن الأيون المتعدد الذرات يُعامل كأنه أيون واحد إلا أن الذرات فيه تكون مرتبطة بروابط تساهمية. لذا تكون خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم الذرات المشابهة. ويتلخص الفرق الرئيس في إيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط. وبالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ الموجودة في الذرات التي تكوّن الأيون، إذا كان الأيون مشحونًا بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات، وإذا كان مشحونًا بشحنة موجبة يكون عدد الإلكترونات أقل.

ولإيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ نجد أولاً العدد المتوافر لدى الذرات الموجودة في الأيون، ثم نطرح شحنة الأيون إن كان موجبًا أو نجمع شحنته إن كان سالبًا.

مثال 4-5

**تركيب لويس للأيون المتعدد الذرات** ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات  $PO_4^{3-}$  المتعدد الذرات.

### 1 تحليل المسألة

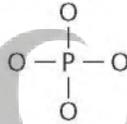
نعلم أن أيون الفوسفات يحتوي على ذرة فوسفور وأربع ذرات أكسجين وشحنة ثلاثية سالبة  $-3$ . ولأن للفوسفور أقل قوة جذب للإلكترونات المشتركة تصبح ذرة الفوسفور هي الذرة المركزية، وذرات الأكسجين الأربع هي الذرات الجانبية.

### 2 حساب المطلوب

أوجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

$$5 \text{ إلكترونات تكافؤ} \times 1 \text{ atom P} + \frac{6 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom O}} \times 4 \text{ atom O} + 3 \text{ إلكترونات من الشحنة السالبة} = 32 \text{ إلكترون تكافؤ}$$

$$16 \text{ زوجًا} = \frac{32 \text{ إلكترون تكافؤ}}{2 \text{ إلكترون / زوج}}$$



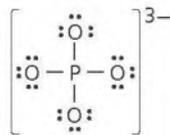
ارسم رابطة أحادية بين ذرة الفوسفور P المركزية وذرات الأكسجين O الجانبية.

16 زوجًا (المجموع الكلي) - 4 أزواج مستخدمة = 12

زوجًا غير رابط

ضع ثلاثة أزواج غير رابطة لكل ذرة أكسجين جانبية

12 زوجًا غير رابطًا - 12 زوجًا مستخدمًا = 0



تبين عملية طرح الأزواج غير المرتبطة المستخدمة من الأزواج المتوافرة عدم وجود إلكترونات متوافرة لذرة الفوسفور. يبين الشكل الجانبي تركيب لويس لأيون الفوسفات.

### 3 تقويم الإجابة

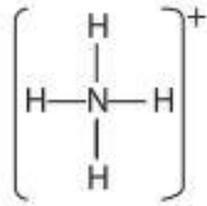
حققت الذرات حالة الثمانية إلكترونات، والشحنة الكلية للمجموعة هي  $-3$ .

### مسائل تدريبية

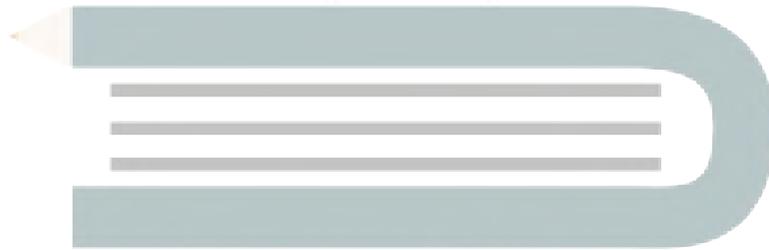
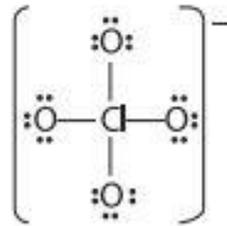
41. ارسم تركيب لويس لأيون  $NH_4^+$ .

42. تحفيز يحتوي أيون  $ClO_4^-$  على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.

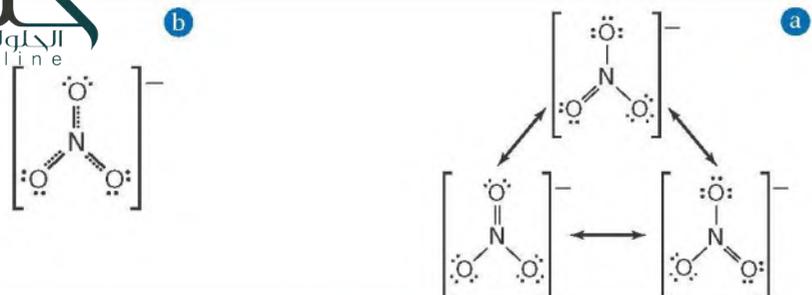
41. ارسم تركيب لويس لأيون  $\text{NH}_4^+$ .



42. تحفيزيحتوي أيون  $\text{ClO}_4^-$  على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.



حلول  
الجلول اون لاين  
hulul.online



الشكل 14-4 أشكال الرنين  
لأيون النترات  $\text{NO}_3^-$ .

**a.** تختلف أشكال الرنين هذه في  
مكان الرابطة الثنائية فقط، ولا  
تتغير أماكن ذرات النيتروجين  
والأكسجين.

**b.** يكون أيون النترات الحقيقي هو  
متوسط أشكال الرنين الثلاثة  
في **a.**

تبين الخطوط المنقطعة أماكن  
محتملة للرابطة الثنائية.

## أشكال الرنين Resonance Structures

يمكن باستخدام مجموعة الذرات نفسها الحصول على أكثر من تركيب لويس صحيح، وذلك حينما يكون للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات روابط أحادية وثنائية في الوقت نفسه. ولأيون النترات المتعدد الذرات المبين في الشكل 14a-4 ثلاث أشكال متكافئة، يمكن استعمالها لتمثيل هذا الأيون.

**الرنين** حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون. ويشير إلى تركيب لويس الصحيح الذي يمثل الجزيء نفسه أو الأيون بأشكال الرنين. وتختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الإلكترونات لا في مكان وجود الذرة. لذا تختلف أماكن الأزواج غير الرابطة وأزواج الروابط في الأشكال. ولجزيء  $\text{O}_3$  والأيونات المتعددة الذرات  $\text{NO}_3^-$ ،  $\text{NO}_2^-$ ،  $\text{SO}_3^{2-}$ ،  $\text{CO}_3^{2-}$  أشكال رنين.

ومن المهم معرفة أن كل جزيء أو أيون له رنين خاص به، يظهر كأن له بناءً واحدًا فقط. انظر الشكل 14b-4، أظهرت القياسات العملية أن أطوال الروابط لهذا الجزيء المحسوبة في المختبر متماثلة، وتكون الروابط أقصر من الروابط الأحادية، ولكنها أطول من الروابط الثنائية. وقد وجد أن الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين.

## مسائل تدريبية

ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

43.  $\text{NO}_2^-$       44.  $\text{SO}_2$       45.  $\text{O}_3$

46. تحفيز ارسام أشكال رنين لويس لأيون  $\text{SO}_3^{2-}$

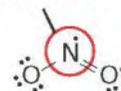
## استثناءات القاعدة الثمانية Exceptions to the Octet Rule

عادة ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى. ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع القاعدة الثمانية. وهناك بعض الأسباب لهذه الاستثناءات.

**العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ** يمكن أن يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ، ولا تستطيع أن تكون ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. فمثلاً:  $\text{NO}_2$  له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين، أي أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ، لذا لا يمكنه تكوين عدد صحيح من أزواج الإلكترونات. انظر الشكل 15-4. وتعد  $\text{NO}$ ،  $\text{ClO}_2$  أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد.

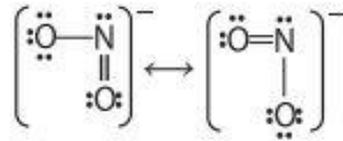
الشكل 15-4 لا تحقق ذرة  
النيتروجين المركزية في جزيء  
 $\text{NO}_2$  القاعدة الثمانية. فهي  
تحتوي على سبعة إلكترونات فقط،  
في مستوى الطاقة الخارجي.

القاعدة الثمانية غير مكتملة

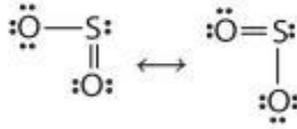


ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

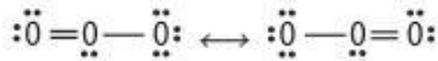
.43  $\text{NO}_2^-$



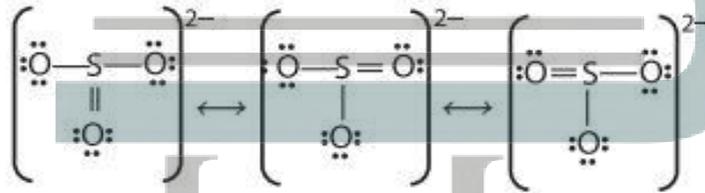
.44  $\text{SO}_2$



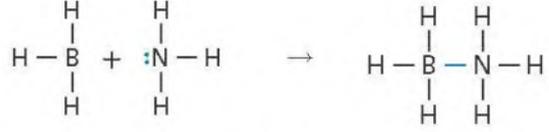
.45  $\text{O}_3$



.46 تحفيز ارسم أشكال رنين لويس للأيون  $\text{SO}_3^{2-}$ .



**الشكل 16-4** في تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمينات، ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتها بين البورون والأمينات لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.



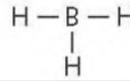
**فَسِّرْ** هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في هذا الجزيء القاعدة الثمانية؟

ليس لذرة البورون إلكترونات لتشارك بها، في حين أن لذرة النيتروجين إلكترونين للمشاركة.

تشارك ذرة النيتروجين إلكتروناتها لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.

اجابة سؤال الشكل 16-4 :  
نعم ، كل ذرة مشاركة في الرابة لها ثمانية إلكترونات .

**حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية** تُعزى الحالات الاستثنائية الأخرى للقاعدة الثمانية إلى وصول بعض المركبات إلى التركيب المستقر بأقل من ثمانية إلكترونات حول الذرة. وهذه المجموعة نادرة الوجود، ومن الأمثلة عليها  $\text{BH}_3$ . يوجد البورون في المجموعة 13، وهو عنصر شبه فلزي، ويكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لا فلزية أخرى.



تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط؛ أي لا تتبع القاعدة الثمانية. وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل، لأن لها القابلية لاستقبال زوج من الإلكترونات من ذرة أخرى. تتكون الرابطة التساهمية التناسقية عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيوناً آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكوّنا ترتيباً إلكترونياً مستقرّاً بأقل طاقة وضع. انظر الشكل 16-4، عادة ما تكوّن الذرات، أو الأيونات ذات الأزواج غير الرابطة روابط تساهمية تناسقية مع ذرات أو أيونات تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

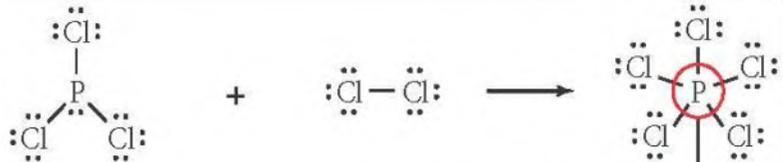
**حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات** من المركبات التي لا تتبع القاعدة الثمانية ذرة مركزية تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ. ويمكن تفسير ذلك بالأخذ بعين الاعتبار المستوى d الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها. وبين الشكل 17-4 كيف تصل ذرة الفوسفور في جزيء  $\text{PCl}_5$  إلى حالة الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات؛ إذ تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في مستوى s واحد، وثلاثة مستويات p ومستوى d واحد. والمثال الآخر هو جزيء  $\text{SF}_6$  الذي يحتوي على ست روابط تشارك في 12 إلكترونات في مستوى s وثلاثة مستويات p، واثنين من مستويات d.

وعندما ترسم بناء لويس لهذه المركبات فإما أن تضيف أزواج إلكترونات غير رابطة للذرة المركزية، أو أن يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزيء.

✓ **ماذا قرأت؟** لخص الأسباب الثلاثة التي تجعل جزيئاً ما لا ينتمي إلى الجزيئات التي تحقق القاعدة الثمانية.

اجابة سؤال ماذا قرأت :  
يحوي الجزيء عدداً فردياً من إلكترونات التكافؤ، ويكون الجزيء في حالة الاستقرار بعدد أقل من ثمانية إلكترونات تكافؤ ، والجزيء يكون مستقرّاً بأكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ ( قاعدة الثمانية الممتدة ).

**الشكل 17-4** قبل تفاعل  $\text{PCl}_3$  و  $\text{Cl}_2$  تتبع كل ذرة في المادة المتفاعلة القاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج  $\text{PCl}_5$  الذي لا تتبع ذرة الفوسفور فيه القاعدة الثمانية.



تصل إلى الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات

**تركيب لويس: استثناءات القاعدة الثمانية** الزينون غاز نبيل، يكون مركبات نادرة عند تفاعله مع اللافلزات الشديدة الجذب للإلكترونات. ارسم تركيب لويس الصحيح للجزيء  $XeF_4$ .

### 1 تحليل المسألة

لديك الجزيء  $XeF_4$  الذي يحتوي على ذرة Xe واحدة، وأربع ذرات F. ولأن جاذبية Xe للإلكترونات قليلة لذلك يكون الذرة المركزية.

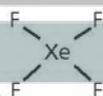
### 2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ.

$$36 \text{ إلكترون تكافؤ} = \frac{7 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom F}} \times 4 \text{ atom F} + \frac{8 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \text{ atom Xe}} \times 1 \text{ atom Xe}$$

$$18 \text{ زوجاً} = \frac{36 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترون / زوج}}$$

حدد العدد الكلي لأزواج الربط.



استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F مع ذرة Xe المركزية.

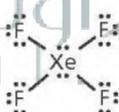
$$18 \text{ زوجاً (المجموع الكلي)} - 4 \text{ أزواج مستخدمة} = 14 \text{ زوجاً غير رابط}$$

حدد عدد الأزواج غير الرابطة

$$14 \text{ زوجاً} - \frac{3 \text{ أزواج}}{1 \text{ atom F}} \times 4 \text{ atom F} = 2 \text{ زوجين غير رابطين}$$

أضف ثلاثة أزواج إلكترونات إلى كل ذرة F.

وأوجد عدد الأزواج غير الرابطة.



ضع الزوجين المتبقين على ذرة Xe المركزية.

### 3 تقويم الإجابة

يعطي هذا التركيب ذرة الزينون 12 إلكترونًا. وهذا يعني أنها تصل إلى الاستقرار بأكثر من 8 إلكترونات. تعد مركبات الزينون - ومنها  $XeF_4$  - سامة بسبب قدرتها العالية على التفاعل.

### مسائل تدريبية

ارسم تركيب لويس للجزيئات الآتية:

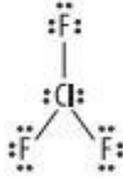
47.  $ClF_3$

48.  $SO_3$

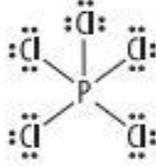
49. تحفيز ارسم تركيب لويس للجزيء الناتج عن ارتباط 6 ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية.

ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية:

47.  $\text{ClF}_3$



48.  $\text{PCl}_5$



49. تحفيز ارسم تراكيب لويس للجزيء الناتج عن ارتباط 6

ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية.



## التقويم 4-3

### الخلاصة

50. العنبر **الرجيسة** صف المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية للجزيء.

51. اذكر الخطوات الضرورية لرسم تراكيب لويس.

52. لخص استثناءات القاعدة الثمانية من خلال عمل أزواج من الجزيئات

والعبارات الآتية:  $PI_5$ ، و  $ClO_2$ ، و  $BF_3$ ، عدد فردي من إلكترونات التكافؤ، أكثر من ثمانية إلكترونات، أقل من ثمانية إلكترونات.

53. قوم يزعم أحد الطلاب أن المركبات الثنائية التي تحتوي على روابط سيجما فقط يمكنها إظهار خاصية الرنين. هل هذه العبارة صحيحة؟

54. ارسم أشكال الرنين لجزيء أكسيد ثنائي النيتروجين  $N_2O$ .

55. ارسم تراكيب لويس لكل من  $AsF_6^-$ ،  $HCO_3^-$ ،  $SiF_4$ ،  $CN^-$

• هناك أكثر من نموذج يمكن استعماله

لتمثيل الجزيئات.

• يحدث الرنين عندما يكون هناك أكثر

من شكل لويس للجزيء الواحد.

• لا تتبع بعض الجزيئات القاعدة الثمانية.

50. صف المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية للجزيء.

عدد الذرات وأنواعها، وشكل تقريبي للجزيء.

51. اذكر الخطوات الضرورية لرسم تراكيب لويس.

تحديد الذرة المركزية والذرات الجانبية، وكذلك تحديد عدد إلكترونات وأزواج الإلكترونات المترابطة، ثم وصل الذرات الجانبية بالذرة المركزية بواسطة روابط أحادية. وتحديد عدد أزواج الربط المتبقية، ومن ثم تطبيق قاعدة الثمانية لتكوّن روابط ثنائية أو ثلاثية إذا اقتضت الضرورة.

52. لخص استثناءات قاعدة الثمانية من خلال عمل أزواج من

الجزيئات والعبارات الآتية:  $PI_5$ ،  $ClO_2$ ،  $BF_3$ ، عدد فردي من إلكترونات التكافؤ، أكثر من ثمانية إلكترونات، أقل من ثمانية إلكترونات.

قاعدة الثمانية الممتدة (أكثر من ثمانية إلكترونات)؛  $PI_5$ ، عدد فردي من إلكترونات التكافؤ؛  $ClO_2$ ، أقل من ثمانية إلكترونات؛  $BF_3$ .

53. قوم يزعم أحد الطلاب أن المركبات الثنائية التي تحتوي

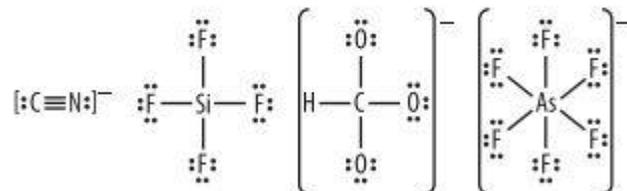
على روابط سيجما فقط يمكنها إظهار خاصية الرنين. هل هذه العبارة صحيحة؟

لا؛ يجب أن يكون للجزيء أو الأيون العديد الذرات رابطة أحادية (سيجما) ورابطة ثنائية (باي) لكي يظهر خاصية الرنين.

54. ارسم أشكال الرنين لجزيء أكسيد ثنائي النيتروجين  $N_2O$ .



55. ارسم تراكيب لويس لكل من  $AsF_6^-$ ،  $HCO_3^-$ ،  $SiF_4$ ،  $CN^-$ .



- تلخص مفهوم نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR.
- تتوقع الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء.
- تعرّف التهجين.

## مراجعة المفردات

**المستوى:** منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تصف الموقع المحتمل لوجود إلكترون.

## المفردات الجديدة

نموذج VSEPR التهجين

## أشكال الجزيئات Molecular Shapes

**الفكرة الرئيسية** يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.

**الربط مع الحياة** لعلك يوماً دلكت بالوين بشعرك وأنت تلعب. هل رأيت كيف يتنافر البالون بسبب شحنتيهما المشابهتين، ويتعد أحدهما عن الآخر؟ وكذلك الحال مع الشحنات؛ فإن أشكال الجزيئات تتأثر بقوى التنافر الإلكترونية.

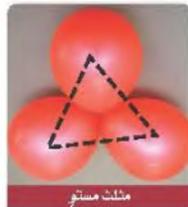
### نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR Model

يُحدّد شكل الجزيء الكثير من خواصه الفيزيائية والكيميائية، وتحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل مستويات الإلكترونات المشتركة معاً شكل الجزيء. وقد طُوّرت أكثر من نظرية لشرح تداخل مستويات الترابط، ويمكن استخدامها في توقع شكل الجزيء. كما يمكن معرفة شكل الجزيء عندما نرسم تراكيب لويس له. ويُسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء نموذج VSEPR (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ). ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

**زاوية الرابطة** لفهم نموذج VSEPR على نحو أفضل تخيل بالونات منتفخة بحجم متماثلة ومرتبطة بعضها مع بعض كما في الشكل 4-18؛ حيث يمثل كل بالون منطقة كثافة إلكترونية، وتمنع قوة تنافر منطقة الكثافة الإلكترونية الأخرى من دخولها. وعندما تتصل مجموعة من البالونات بنقطة مركزية، وهي تمثل الذرة المركزية فمن الطبيعي أن تأخذ هذه البالونات شكلاً يقلل من التصادم بينها.

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة، وتعمل قوى التنافر هذه على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة بعضها مع بعض. وتعرف الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة. وتكون قيم زوايا الروابط التي يمكن توقعها بنموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ مدعومة بأدلة تجريبية. وتؤثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة أيضاً في تحديد شكل الجزيء؛ إذ تحتل هذه الإلكترونات مستويات أكبر قليلاً مقارنة بالإلكترونات المشتركة. لذا تضغط أزواج الإلكترونات غير الرابطة مستويات الربط المشتركة بين الذرات.

**الربط مع علم الأحياء** يعد شكل جزيئات الطعام عاملاً مهماً في تحديد طعمها، حيث تغطي براعم التذوق سطح اللسان، ويحتوي كل برعم ما بين 50 إلى 100 من خلايا مستقبلات التذوق.



**الشكل 4-18** تتباعد أزواج الإلكترونات في الجزيء بعضها عن بعض قدر ما أمكن ذلك، كما هو مبين في ترتيب البالونات. إذ يكون زوجان شكلاً خطياً، وتكون ثلاثة أزواج شكل مثلث مستوي، في حين تكون أربعة أزواج شكلاً رباعي الأوجه منتظماً.

## المفردات

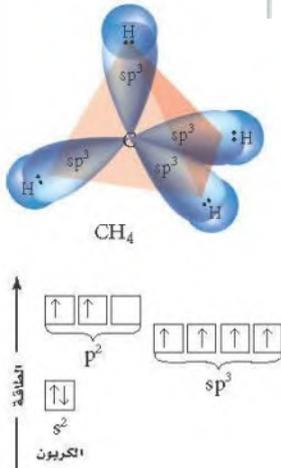
### أصل الكلمة

مثلث مستوي **Trigonal planner**  
من أصل لاتيني **trigonum**،  
وتعني شكلاً له ثلاث زوايا في  
سطح مستوي.

### الشكل 19-4 تشغل

إلكترونات ذرة الكربون  
الموجودة في المستويات  $2s$  و  $2p$   
مستويات مهجنة من نوع  $sp^3$ .  
لاحظ أن قيمة طاقة المستويات  
المهجنة تعادل متوسط طاقة  
وضع مستويات  $s$  و  $p$  الأصلية.  
وتبعاً لنظرية VSEPR فإن الشكل  
الرباعي الأوجه المنتظم يقلل التنافر  
بين المستويات المهجنة في جزيء  
 $CH_4$ .

**حدد** كم وجهاً يحتوي شكل جزيء  
الميثان الناتج عن مستويات  $sp^3$ .



وتحدد خلايا مستقبلات التذوق 5 نكهات، هي الحلو والمر والمالح والحامض ونكهة طعم  
جلوتومات الصوديوم الأحادية MGS. وتستجيب كل خلية مستقبلية للتذوق نكهة واحدة فقط.  
تحدد أشكال جزيئات الطعام اعتماداً على تركيبها الكيميائي. وحينها يدخل الجزيء نسيج  
التذوق يجب أن يكون له الشكل الصحيح لتمكين كل خلية عصبية من تمييزه، وإرسال  
رسالة إلى الدماغ الذي يخللها بوصفها نكهة معينة. وعندما ترتبط هذه الجزيئات بمستقبلات  
الطعم الحلو يكون مذاقها حلواً، وكلما ازداد عدد جزيئات الطعام المرتبطة بمستقبلات الطعم  
الحلو زادت حلاوة الطعام. فالسكر والمحليات المصنعة ليست الجزيئات الحلوة الوحيدة؛  
فبعض البروتينات الموجودة في الفاكهة جزيئات حلوة الطعم. ولقد تم إدراج بعض أشكال  
الجزيئات المعروفة في الجدول 4-6.

## التهجين Hybridization

يحدث التهجين عند دمج شيتين معاً، حيث يكون للشيء المهجن خواص كلا الشيتين معاً.  
فالسيارات المهجنة مثلاً تستخدم الكهرباء والجازولين مصادر للطاقة. وخلال الترابط  
الكيميائي يخضع العديد من المستويات الذرية لعملية التهجين. ولفهم ذلك، ادرس  
رابطة جزيء الميثان  $CH_4$ . فلذرة الكربون 4 إلكترونات تكافؤ، وتوزعها الإلكتروني هو  
 $[He]2s^2 2p^2$ . وربما تتوقع أن يرتبط الإلكترونان المنفردان من  $p$  بذرات أخرى، وأن تبقى  
إلكترونات  $2s$  أزواجاً غير مرتبطة. ولكن يحصل لذرات الكربون عملية التهجين، حيث  
تختلط المستويات الفرعية لتكوّن مستويات مهجنة جديدة متماثلة.

يبين الشكل 19-4 المستويات المهجنة في ذرة الكربون، حيث يحتوي كل مستوى مهجن على إلكترون  
واحد يمكن أن يشترك به مع ذرة أخرى، ويُسمى بالمستوى المهجن  $sp^3$  لأنه يتكوّن من المستوى  $s$  وثلاثة  
مستويات  $p$ . ويعد الكربون أشهر العناصر التي تخضع لعملية التهجين. وتكوّن المستويات المهجنة الناتجة  
تختلط معاً وتكوّن المستوى المهجن مساوياً لمجموع أعداد  
بالإضافة إلى ذلك يكون عدد المستويات المهجنة الناتجة **أربعة**.

فعلى سبيل المثال، لـ  $AlCl_3$  ثلاثة أزواج من الإلكترونات، ويتوقع نموذج VSEPR أن يكون  
شكل الجزيء مثلثاً مستوياً. وينتج هذا الشكل عند تداخل المستوى الفرعي  $s$  مع مستويين  
فرعيين من  $p$  في الذرة المركزية  $Al$  وتكوين ثلاثة مستويات مهجنة متشابهة من نوع  $sp^2$ .  
تحتل الأزواج غير المرتبطة مستويات مهجنة أيضاً. قارن بين المستويات المهجنة في  $H_2O$  و  $BeCl_2$   
الموجودة في الجدول 4-6، حيث يحتوي كل من المركبين على ثلاث ذرات. فلماذا يحتوي جزيء  
 $H_2O$  على مستويات  $sp^3$ ؟ هناك زوجان غير مرتبطين على ذرة الأكسجين المركزية في  $H_2O$ ،  
لذا يجب أن يكون هناك أربعة مستويات مهجنة، اثنان للربط واثنان لأزواج غير مرتبطة.  
تذكر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكوّن من رابطة سيجما واحدة، ورابطة باي أو أكثر.  
تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مستويات مهجنة مثل  $sp$  و  $sp^2$ ، أما بقية مستويات  $p$   
غير المهجنة فتكوّن روابط باي ( $\pi$ ). وإذا علمت أن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية  
والثلاثية تحتوي على مستوى مهجن واحد. لذا فإن  $CO_2$  يحتوي على رابطتين ثنائيتين ويكون  
المستوى المهجن من نوع  $sp$ .

✓ **ماذا قرأت؟** اذكر عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط في المستوى المهجن  $sp^3$ .

اجابة سؤال ماذا قرأت :

واحد .

تمثل الكرات الذرات، مثل الناصب الروابط، وأما الفلقات (الخطوط) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الأشكال الفراغية للجزيئات

الجدول 4-6

الاجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
BeCl <sub>2</sub>	2	2	0	sp	خطي 180°
AlCl <sub>3</sub>	3	3	0	sp <sup>2</sup>	مثلث مستوي 120°
CH <sub>4</sub>	4	4	0	sp <sup>3</sup>	رباعي الأوجه منتظم 109.5°
PH <sub>3</sub>	4	3	1	sp <sup>3</sup>	مثلثي هرمي 107.3°
H <sub>2</sub> O	4	2	2	sp <sup>3</sup>	منحني 104.5°
NbBr <sub>5</sub>	5	5	0	sp <sup>3</sup> d	ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه) 90° 120°
SF <sub>6</sub>	6	6	0	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	ثماني الأوجه منتظم 90° 90°

يحتوي جزيء BeCl<sub>2</sub> على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون الإلكترونات الرابطة على أبعاد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا.

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب AlCl<sub>3</sub> على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوي والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من الإلكترونات الترابطية كما في الميثان CH<sub>4</sub> يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5°.

لجزيء PH<sub>3</sub> ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطتين. ويضع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°. مما يجعل شكل جزيء الماء منحنيًا.

لجزيء NbBr<sub>5</sub> خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

ليس لجزيء SF<sub>6</sub> أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكون شكلًا ثماني الأوجه.

ما شكل الجزيء؟ ثلاثي هيدريد الفوسفور غاز عديم اللون ينتج عن تعفن المواد العضوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والمستويات المهجنة فيه.

### 1 تحليل المسألة

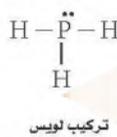
نعلم من المعطيات أن الجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور، وله 3 ذرات هيدروجين جانبية متصلة بذرة فوسفور مركزية.

### 2 حساب المطلوب

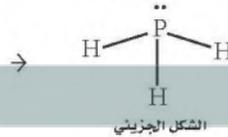
$$8 = \frac{1 \text{ إلكترون تكافؤ}}{\text{Latom H}} \times 3 \text{ Latom H} + \frac{5 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{\text{Latom P}} \times \text{Latom P}$$

$$4 \text{ أزواج} = \frac{8 \text{ إلكترونات}}{2 \text{ إلكترون/زوج}}$$

حدد العدد الكلي للأزواج المرتبطة



تركيب لويس



الشكل الجزيئي

ارسم شكل لويس باستخدام زوج من الإلكترونات بين كل ذرة هيدروجين وذرة فوسفور مركزية، وضع الزوج غير الرابط على ذرة الفوسفور.

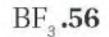
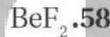
الشكل الجزيئي مثلث هرمي ويكون مقدار زاوية الرابطة  $107^\circ$ ، ونوع التهجين  $sp^3$  في المستويات المهجنة.

### 3 تقويم الإجابة

كل أزواج الإلكترونات مستخدمة، وكل ذرة لها التوزيع الإلكتروني المستقر.

### مسائل تدريبية

ما شكل الجزيء، ومقدار زاوية الرابطة، والمستويات المهجنة في كل مما يأتي:



60. تحفيز ما شكل أيون  $\text{NH}_4^+$  وقيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين؟

## التقويم 4-4

### الخلاصة

- 61. الفكرة الرئيسية: لخص فكرة نموذج VSEPR للترابط.
  - 62. عرّف زاوية الرابطة.
  - 63. اشرح كيف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير رابطة في المسافات بين مستويات الروابط المشتركة؟
  - 64. قارن بين حجم المستوى الذي يحتوي زوج إلكترونات مشتركاً وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير رابط.
  - 65. حدّد نوع المستويات المهجنة وزوايا الروابط في جزيء له شكل رباعي الأوجه منتظم.
  - 66. قارن بين شكل الجزيء والمستويات المهجنة لكل من  $\text{PF}_3$  و  $\text{PF}_5$ . و اشرح الفرق بين شكليهما.
  - 67. نظم كلاً مما يأتي في جدول: تركيب لويس، شكل الجزيء وزاوية ربط المستويات المهجنة لكل من:  $\text{NCl}_3$ ، و  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ، و  $\text{H}_2\text{Se}$ ، و  $\text{CH}_2\text{O}$ ، و  $\text{CS}_2$ .
- ينص نموذج VSEPR على أن أزواج الإلكترونات يتنافر بعضها مع بعض، وتحدد شكل الجزيء وزوايا الترابط فيه.
  - يفسر التهجين أشكال الجزيئات المعروفة من خلال مستويات التهجين المتكافئة.

65. حدّد نوع المستويات المهجنة وزاوية الربط في جزيء له شكل رباعي الأوجه منتظم.

$sp^3$  و  $109^\circ$

66. قارن بين شكل الجزيء والمستويات المهجنة لكل من  $PF_3$  و  $PF_5$ ، وشرح الفرق بين شكليهما.

$PF_3$  مثلثي هرمي والمستويات المهجنة فيه من نوع  $sp^3$ .

$PF_5$  ثنائي الهرم مثلثي والمستويات المهجنة فيه من نوع  $sp^3d$ .

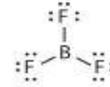
يحدّد الشكل من خلال نوع مستويات التهجين.

67. نظم كلاً ممّا يأتي في جدول: تركيب لويس، وشكل الجزيء، وزاوية ربط المستويات المهجنة لكل من:  $NCl_3$ ، و  $CCl_2F_2$ ، و  $H_2Se$ ، و  $CH_2O$ ، و  $CS_2$ .

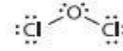
المستويات المهجنة	زاوية الربط	شكل الجزيء	تركيب لويس	الجزيء
$sp^3$	$107^\circ$	مثلثي هرمي	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{N}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	$NCl_3$
$sp^3$	$109^\circ$	رباعي الأوجه منتظم	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{C}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$	$CCl_2F_2$
$sp^3$	$104.5^\circ$	منحنٍ	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{Se} \text{:} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$H_2Se$
$sp^2$	$120^\circ$	مثلث مستوٍ	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{C} = \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{array}$	$CH_2O$
$sp$	$180^\circ$	خطي	$\text{:}\ddot{\text{S}} = \text{C} = \ddot{\text{S}}\text{:}$	$CS_2$

ما شكل الجزيء، ومقدار زاوية الرابطة، والمستويات المهجنة في كلٍّ ممّا يأتي؟

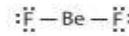
56.  $BF_3$  مثلث مستوٍ،  $120^\circ$ ،  $sp^2$



57.  $OCl_2$  منحنٍ،  $140.5^\circ$ ،  $sp^3$



58.  $BeF_2$  خطي،  $180^\circ$ ،  $sp$

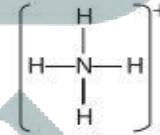


59.  $CF_4$  رباعي الأوجه منتظم،  $109^\circ$ ،  $sp^3$



60. تحفيز ما شكل أيون  $NH_4^+$ ؟ وما قيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين؟

رباعي الأوجه منتظم،  $109^\circ$ ،  $sp^3$



#### التقويم 4-4

61. لخص فكرة نموذج VSEPR للترابط.

تحدّد نظرية VSEPR شكل الجزيئات استناداً إلى طبيعة التناثر بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

62. عرّف زاوية الرابطة.

هي الزاوية المحصورة بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية.

63. اشرح كيف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير مترابطة في المسافات بين مستويات الروابط المشتركة؟

يحتلّ زوج الإلكترونات غير المرتبط مكاناً أكبر من زوج الإلكترونات المرتبط؛ لذا يؤدي وجود زوج الإلكترونات غير المرتبط إلى دفع أزواج الربط؛ ليقترّب بعضها من بعض.

64. قارن بين حجم المستوى الذي يحتوي على زوج إلكترونات مشترك وآخر يحتوي على زوج إلكترونات غير مرتبط.

يحتلّ المستوى الذي يحتوي على زوج إلكترونات غير مرتبط مكاناً أكبر من المستوى الذي يحتوي على زوج إلكترونات مرتبط.

## الكهروسالبية والقطبية

### Electronegativity and Polarity

**الفكرة الرئيسية** يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.

**الربط مع الحياة** تختلف قدرة الناس على سحب الأشياء بحسب قوة أذرعهم، مثل لعبة شد الحبل. وكذلك تختلف قدرة الذرات على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية.

### الميل الإلكتروني، والكهروسالبية، وخواص الروابط

#### Electron Affinity, Electronegativity, and Bond Characters

يعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون في أثناء التفاعل الكيميائي على قدرة جذب الذرات للإلكترونات. والميل الإلكتروني هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون. وفيما عدا الغازات النبيلة، يزداد الميل الإلكتروني كلما زاد العدد الذري عبر الدورة، ويقل كلما زاد العدد الذري عبر المجموعة. تساعد قيم الكهروسالبية الموجودة في الشكل 20-4، الكيميائيين على حساب الميل الإلكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية.

تذكر أن الكهروسالبية تشير إلى القدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية. ولاحظ أنه يتم تعيين قيم الكهروسالبية، في حين يتم قياس قيم الميل الإلكتروني علمياً في المختبر.

**الكهروسالبية** يوضح الجدول الدوري في الشكل 20-4 قيم الكهروسالبية للعناصر. لاحظ أن للفلور F أعلى قيمة للكهروسالبية 3.98، في حين أن للفرانسيوم Fr أقل قيمة 0.7. ولأن الغازات النبيلة لا تتفاعل في الغالب، ولا تميل إلى تكوين مركبات -إلا في حالات نادرة- لذا لا يتضمن الجدول قيم الكهروسالبية للهيليوم والنيون والأرجون. ومع ذلك تتحد الغازات النبيلة الكبيرة -ومنهما الزينون- مع الذرات التي لها قيم كهروسالبية عالية مثل الفلور.

تصف كيف تستخدم الكهروسالبية لتحديد نوع الرابطة.

تقارن بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية، والجزئيات القطبية وغير القطبية.

تعمّم خواص المركبات ذات الروابط التساهمية.

#### مراجعة المفردات

**الكهروسالبية:** المقدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.

#### المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية غير القطبية  
الرابطة التساهمية القطبية

قيم الكهروسالبية لمجموعة من عناصر الجدول الدوري

1 H 2.20												5 B 2.04		6 C 2.55		7 N 3.04		8 O 3.44		9 F 3.98	
3 Li 0.98	4 Be 1.57											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16					
11 Na 0.93	12 Mg 1.31	19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96			
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66					
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2					
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1																			

الشكل 20-4 تحسب قيم

الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب

الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة

جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات.

لاحظ أن مقادير الكهروسالبية

تسلسلي اللانثانيدات والأكتينيدات

غير ظاهرة في الجدول لكنها

تتراوح بين 1.12 و 1.7.

نوع الرابطة	فرق الكهروسالبية
أيونية غالبًا	$> 1.7$
تساهمية قطبية	$0.4 - 1.7$
تساهمية غالبًا	$< 0.4$
تساهمية غير قطبية	$0$

اجابة سؤال النص :

ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة بين ذرتين فرق الكهروسالبية بينهما  $2.00$ ؟  $60\%$  تقريباً

أين يمكن رسم  $LiBr$  على المنحنى البياني؟ عن يسار  $NaBr$ ، عند فرق كهروسالبية  $1.98$

اجابة سؤال ماذا قرأت :

$60\%$

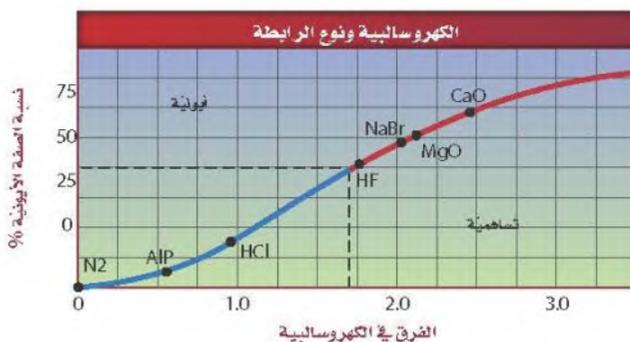
**نوع الرابطة** لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات للإلكترونات الرابطة. ويبين الجدول 4-7 إمكانية توقع نوع الرابطة باستعمال فرق الكهروسالبية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق الكهروسالبية للإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرًا، وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتعد هذه الرابطة تساهمية غير قطبية أو تساهمية نقية. وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم كهروسالبية مختلفة لذا لا يتوزع زوج الإلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع رابطة تساهمية قطبية. وعندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى، مما يؤدي إلى تكوّن رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة ما إذا كانت أيونية أو تساهمية. فإذا كان الفرق في الكهروسالبية  $1.7$  فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة  $50\%$  أيونية، وبنسبة  $50\%$  تساهمية. وعادةً تتكون الرابطة الأيونية عندما يكون فرق الكهروسالبية أكبر من  $1.7$ . ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع التجارب العملية التي يرتبط فيها لافتران معًا. ويلخص الشكل 21-4 مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما نسبة الصفة الأيونية في الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتين فرق الكهروسالبية بينهما  $2.00$ ؟ وأين سيكون مكان  $LiBr$  على الرسم البياني؟ **ماذا قرأت؟ حلل ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة تساهمية نقية؟**

الشكل 21-4 يوضح الرسم البياني أن فرق الكهروسالبية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الصفة الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الصفة الأيونية فيها أكثر من  $50\%$ .

اختبار الرسم البياني

حدد نسبة الصفة الأيونية للرابطة في أكسيد الكالسيوم.

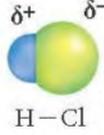


اجابة سؤال اختبار الرسم البياني :

$74\%$  تقريباً .

H = 2.20  
= 0.96

الكهروسالبية  
الكهروسالبية  
الفرق



الشكل 22-4 قيمة الكهروسالبية للكلور أعلى منها للهيدروجين، وذلك يقضي زوج الإلكترونات الرابط في جزيء HCl وقت أطول في جزيء Cl منه في جزيء H. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف (ذرة) من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج الإلكترونات الرابط.

## Polar Covalent Bonds الروابط التساهمية القطبية

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات للإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها، وتُشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى، فعلى الرغم من إمساك كل منهما بالحبل إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات، لذا تغطي الإلكترونات وقتاً أطول حول هذه الذرة، وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

ويستخدم الحرف الإغريقي  $\delta$  ليمثل الشحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية. وتمثل  $\delta^-$  شحنة جزئية سالبة، في حين تمثل  $\delta^+$  شحنة جزئية موجبة. وتضاف  $\delta^-$  و  $\delta^+$  إلى الشكل الجزئي لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية، كما في الشكل 22-4. تكون الشحنة الجزئية السالبة عند طرف الذرة ذات الكهروسالبية الأكبر. أما الشحنة الجزئية الموجبة فتكون عند طرف الذرة ذات الكهروسالبية الأقل. وتعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية القطب.

**القطبية الجزئية** تُكون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية، ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخواص المميزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي، إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي؛ ويعود السبب في ذلك إلى أن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب، لها شحنات جزئية عند أطرافها، لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند الطرفين. وينتج عن ذلك تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

**القطبية وشكل الجزيء** يمكنك معرفة سبب كون بعض الجزيئات قطبية وبعضها الآخر غير قطبي بمقارنة جزيء الماء  $H_2O$  وجزيء رباعي كلوريد الكربون  $CCl_4$ ؛ حيث لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. وتبعاً لمعلومات الشكل 20-4. فإن الفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24، والفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0.61. وعلى الرغم من وجود اختلاف في فرق الكهروسالبية إلا أن رابطة H - O وروابط C - Cl جميعها روابط تساهمية قطبية.



واعتماداً على الصيغ الجزيئية نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية، ولكن جزيء الماء فقط قطبي.

✓ **ماذا قرأت؟** طبق لماذا ينحني مجرى الماء البطيء من الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة؟

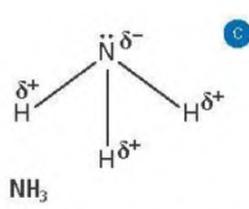
### مهن في الكيمياء

**كيمياء التغذية** يجب على كيميائي التغذية معرفة كيف تتفاعل المواد وتتغير تحت الظروف المتنوعة. يعمل معظم كيميائي التغذية لدى الشركات الصانعة لنكهات الطعام والشراب. ويتم تدريبهم مدة خمس سنوات في مختبرات التغذية، وعليهم اجتياز اختبار شفوي، ثم العمل تحت إشراف خبير آخر مدة سنتين.

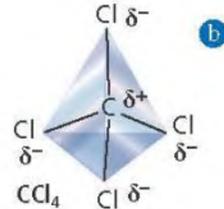
اجابة سؤال ماذا قرأت :

يمتلك الماء جزيئات تساهمية قطبية تتأثر بالمجال الكهربائي الناتج عن بالون مشحون.

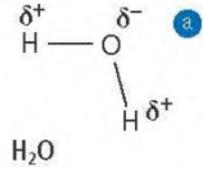
الجزيء قطبيته.



يتبع عن شكل جزيء الأمونيا غير المتماثل عدم التساوي في توزيع الشحنة لذا يكون الجزيء قطبيًا.



يتبع عن تماثل جزيء  $CCl_4$  تساوي في توزيع الشحنة، لذا يكون الجزيء غير قطبي.



يجعل الشكل المنحني جزيء الماء قطبيًا.

يكون شكل جزيء  $H_2O$ ، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية كما يبين الشكل 23a-4. ولجزيء الماء طرفان دائمان، أحدهما موجب، والآخر سالب؛ لأن روابطه القطبية غير متماثلة، لذا فهو مركب قطبي. أما جزيء  $CCl_4$  فهو رباعي الأوجه، أي متماثل، كما يظهر في الشكل 23b-4، لذا يكون مقدار الشحنة من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور، في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون. ولأن الشحنات الجزيئية متساوية لذا يكون جزيء  $CCl_4$  غير قطبي. وعادة ما تكون الجزيئات المتماثلة غير قطبية. أما الجزيئات غير المتماثلة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية. هل جزيء الأمونيا في الشكل 23c-4 قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين جانبية، وله شكل مثلثي هرمي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام الشكل 20-4 نجد أن الفرق في الكهروسالبية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0.84، مما يجعل روابط N-H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنة غير متساو؛ لأن الجزيء غير متماثل، لذا يكون الجزيء قطبيًا.

**قابلية ذوبان الجزيئات القطبية** تبين هذه الخاصية الفيزيائية قدرة مادة ما على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيء مدى قابليته للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية، أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية، كما في الشكل 24-4.

الشكل 24-4 الجزيئات التساهمية المتماثلة -ومنها الزيت ومعظم المنتجات النفطية- مركبات غير قطبية. وتكون الجزيئات غير المتماثلة -ومنها الماء- قطبية. ولا تختلط المواد القطبية بغير القطبية.

استنتج هل يمكننا إزالة بقعة الزيت عن الأقمشة باستخدام الماء فقط؟

اجابة سؤال الشكل 23-4 :

لا، يجب استعمال مساحيق التنظيف؛ لأن جزيئات الماء القطبية لا تستطيع إذابة جزيئات الزيت غير القطبية.



## خواص المركبات التساهمية Properties of Covalent Compounds

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. فالمح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجات حرارة منخفضة. هل يؤثر نوع روابط المركب في خواصه؟

**القوى بين الجزيئات** تعود الاختلافات في الخواص نتيجة الاختلاف في قوى الجذب. ففي المركبات التساهمية تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية، في حين تكون قوى الجذب بين الجزيئات ضعيفة نسبياً. وتعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئات أو قوى فاندرفال Van der Waals forces. وتختلف هذه القوى في قوتها، ولكنها أضعف من قوى الربط التي تربط بين الذرات في الجزيء أو بين الأيونات في المركب الأيوني.

هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئات، ومنها القوى الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تسمى قوى التشتت، وكذلك القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية والتي تسمى قوى ثنائية القطب. وكلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى. أما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أفواها. وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور في جزيء آخر.

## مختبر حل المشكلات

### تفسير النتائج

كيف تؤثر قطبية الطور المتحرك في نتائج تحليل بيانات الكروماتوجرام؟

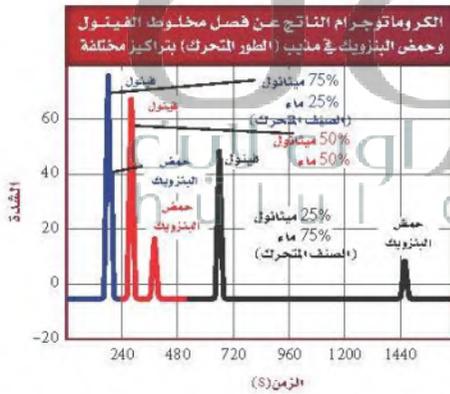
كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة HPLC تقنية تستخدم لفصل ونقل مكونات مخلوط ما؛ حيث يذاب المخلوط في مذيب ما (الطور المتحرك)، ويمرر عبر أنبوب مبطن بجادة صلبة (الطور الثابت) التي يجذب إليها بعض مكونات المخلوط أكثر من المكونات الأخرى، وبذلك تمر المكونات الأخرى التي لم تنجذب في الأنبوب وتظل ذائبة في الطور المتحرك، لتخرج أولاً. ويقاس مجس ذلك، بحيث تخرج النتائج على شكل مخطط (كروماتوجرام)، فتشير ارتفاعات قمم المخطط إلى كميات مكونات المخلوط المراد تحليله وفصله.

يستخدم العلماء مخلوط الميثانول مع الماء بوصفه مذيب فصل لمخلوط الفينول - حمض البنزويك.

### التفكير الناقد

1. **فسر** اختلاف أزمنة البقاء في المحلول المبيته على الكروماتوجرام.

### البيانات والملاحظات



2. **استنتج** اعتماداً على الرسم البياني، ما المادة التي كميتها كبيرة: الفينول أم حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.
3. **استنتج** أي المواد في المخلوط لها جزيئات ذات قطبية أعلى؟
4. **حدد** تركيب مذيب الطور المتحرك الأكثر كفاءة لفصل الفينول عن حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

1. فسّر اختلاف أزمنة البقاء في المحلول المبيّنة على الكروماتوجرام.

إن فترة احتجاز الفينول في المحلول أقل من فترة احتجاز حمض البنزويك؛ لأن له قوة تجاذب أقل مع الماء.

2. استنتج اعتمادًا على الرسم البياني، ما المادة التي كميتها كبيرة: الفينول أم حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

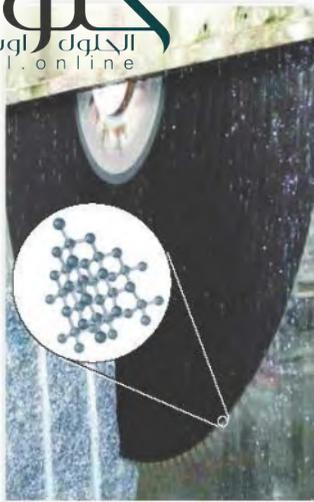
يتوافر الفينول بكميات كبيرة؛ لأن له أكبر ارتفاع قمة؛ فالمساحة المحصورة أسفل القمة تمثل كمية المادة الموجودة في المخلوط.

3. استنتج أي المواد في المخلوط لها جزيئات ذات قطبية أعلى؟

لحمض البنزويك جزيئات قطبية أقوى؛ لأنه يظهر قوة تجاذب أكبر مع الماء. وللفينول جزيئات قطبية أضعف.

4. حدّد تركيب مذيب الطور المتحرك الأكثر كفاءة لفصل الفينول عن حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

ستتنوع الإجابات. الطور المتحرك الأكثر كفاءة مكون من 50% من الميثانول، و 50% من الماء، ويستخلص كمية أكبر من مكونات المخلوط (الفينول وحمض البنزويك) حيث تكون المسافة أكبر (الفصل أفضل) بين ارتفاعات القمم، ويحتاج إلى وقت أقل.  
hulul.online



الشكل 4-25 عادة ما تستخدم المواد الصلبة التساهمية الشبكية أدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة. وتبين الصورة شفرة منشلا مغلفة بالأماس لقطع الحجر.

**القوى والخواص** تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى التي تربط الجزيئات معاً. ولأن هذه القوى ضعيفة لذا تكون درجات انصهار هذه المواد وغليانها منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية. وهذا يفسر سبب انصهار السكر بالتسخين المعتدل في حين لا ينصهر الملح. كما تفسر القوى بين الجزيئات وجود الكثير من المواد الجزيئية في الحالة الغازية، عند درجة حرارة الغرفة. ومن أمثلة الغازات التساهمية الأكسجين وثاني أكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين. ولأن صلابة المواد تعتمد على القوى بين الجزيئات، لذا يكون الكثير من المركبات التساهمية ليناً في حالة الصلابة. والبرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى مثال شائع على المواد الصلبة التساهمية اللينة. وتترتب المركبات الجزيئية في الحالة الصلبة، لتكون شبكة بلورية شبيهة بالشبكة الأيونية الصلبة، إلا أن قوى الجذب بين جسيماتها أضعف. ويتأثر بناء الشبكة بشكل الجزيء ونوع القوى بين الجزيئات، ويمكن تحديد معظم المعلومات عن الجزيئات من خلال دراسة المواد الصلبة الجزيئية.

### المواد الصلبة التساهمية الشبكية Covalent Network Solids

هناك بعض المواد الصلبة تسمى بالمواد الصلبة التساهمية الشبكية؛ حيث ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية، ومن الأمثلة على هذه المواد الألماس والكوارتز. تكون المواد الصلبة التساهمية الشبكية هشّة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة، مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية. ويشرح تحليل بناء الألماس بعض هذه الخواص. ففي الألماس، ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى. وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم في الشكل 4-25 يشكل نظاماً بلورياً شديداً الترابط له درجة انصهار عالية جداً.

### التقويم 4-5

#### الخلاصة

68. **الغاية الرئيسة** لخص كيف يؤثر الفرق في الكهر وسالبيه في خواص الرباطة؟
69. صف الرباطة التساهمية القطبيه.
70. صف الجزيء القطبي.
71. عدد ثلاثاً من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.
72. صنف أنواع الروابط مستخدماً الفرق في الكهر وسالبيه.
73. عتم الخواص العامة الرئيسة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.
74. توقع نوع الرباطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية:
- a. H و S      b. H و C      c. Na و S
75. تعرف أي مما يأتي يُعد جزيئاً قطبيّاً؟ وأيها يُعد غير قطبيّ:  $CS_2$ ، و  $CF_4$ ، و  $SCl_2$
76. حدد ما إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبيّاً أو غير قطبيّ.
77. ارسم تركيب لويس لكل من  $SF_6$  و  $SF_4$ . وحلّل كل شكل، وحدّد ما إذا كان الجزيء قطبيّاً أو غير قطبيّ.
- يحدد فرق الكهر وسالبيه خواص الرباطة بين الذرات.
- تتكون الروابط القطبيه عندما لا تكون الإلكترونات المرتبطة منجذبه بالتساوي إلى ذرتي الرباطة.
- يحدد نموذج VSEPR قطبيه الجزيء.
- تجذب الجزيئات بعضها بعضاً بقوى ضعيفة. أما في الشبكة التساهمية الصلبة فترتبط كل ذرة بذرات أخرى بروابط تساهمية.

73. عمم الخواص العامة الرئيسة للشبكية.

هشة، غير موصلة للحرارة والكهرباء، واقلمة جاذبات لابن

74. توقع نوع الرابطة التي ستتكوّن بين أزواج الذرات الآتية:

a. H و S الكهروسالبيهة  $2.58 = S$  و  $2.20 = H$

الفرق في الكهروسالبيهة = 0.38

غالبًا تساهمية

b. H و C الكهروسالبيهة  $2.55 = C$  و  $2.20 = H$

الفرق في الكهروسالبيهة = 0.35

غالبًا تساهمية

c. Na و S الكهروسالبيهة  $2.58 = S$  و  $0.93 = Na$

الفرق في الكهروسالبيهة = 1.65

تساهمية قطبيهة

75. تعرّف أيّ ممّا يأتي يُعدّ جزيئًا قطبيًا، وأيّها يُعدّ غير قطبيّ؟

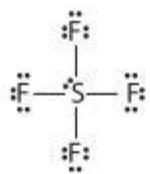
$CF_4$ ،  $CS_2$ ، و  $SCI_2$ .

$CF_4$  غير قطبيّ،  $CS_2$  غير قطبيّ،  $SCI_2$  قطبيّ.

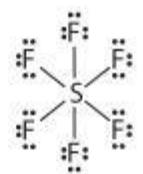
76. حدّد ما إذا كان المركّب المكوّن من الهيدروجين والكبريت قطبيًا أو غير قطبيّ.

شكل المركّب  $H_2S$  متحنّ، فالمركب قطبي لأنه غير متماثل.

77. ارسم تركيب لويس لكلّ من  $SF_4$  و  $SF_6$ . وحلّل كلّ شكل، وحدّد ما إذا كان الجزيء قطبيًا أو غير قطبيّ.



قطبي



غير قطبي

68. لخص كيف يؤثّر الفرق في الكهروسالبيهة في خواص الرابطة؟

كلما زاد الفرق في الكهروسالبيهة زادت الخواص الأيونية في الرابطة.

69. صفّ الرابطة التساهمية القطبيهة.

تنشأ هذه الرابطة بسبب عدم جذب الذرات للإلكترونات المشتركة بالقوة نفسها؛ حيث تنجذب الإلكترونات نحو إحدى الذرات أكثر، ممّا يتولّد عنه شحنات جزئية عند أطرافها.

70. صفّ الجزيء القطبيّ.

هو الجزيء الذي له كثافة إلكترونية أكبر على أحد جانبيه.

71. عدد ثلاثاً من خواص المركّبات التساهمية في الحالة الصلبة.

تكون الحالة الصلبة للجزيء بلورية، وتكون المركّبات التساهمية في الحالة الصلبة غير موصلة ولينة، ولها درجة انصهار منخفضة.

72. صنّف أنواع الروابط مستخدمًا الفرق في الكهروسالبيهة.

إذا كان الفرق صفرًا فإن الرابطة تُعدّ تساهمية غير قطبيهة، وإذا كان الفرق ما بين صفر و 0.4 فتكون الرابطة تساهمية، أما إذا كان الفرق ما بين 0.4 و 1.7 فإن الرابطة تكون تساهمية قطبيهة، ولكن إذا كان الفرق أكبر من 1.7 فالرابطة أيونية.

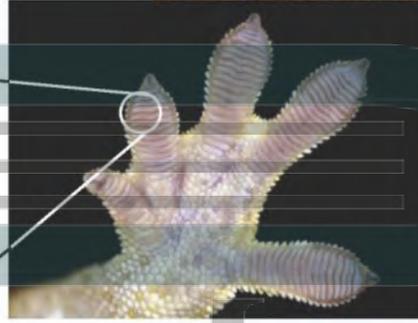
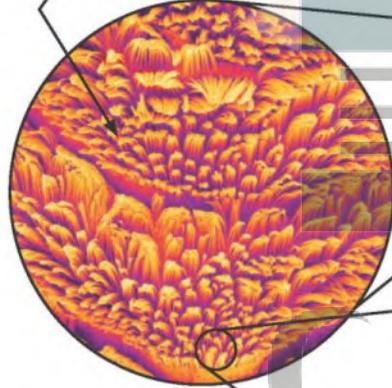
# كيف تعمل الأشياء؟

## الأقدام اللاصقة : كيف تلتصق السحلية؟

إن التصاق الوزغ على الحائط أو السقف ليس بالأمر الصعب، ويكمن سر قوة الالتصاق الباهرة في أصابعها. فقد وجد الباحثون أن قوة الالتصاق تعتمد على قوى تماسك الذرات.



2 أشواك قاسية بطانة أقدام السحلية عبارة عن بناء هيكلي معقد، له تفرعات مجهرية دقيقة تعرف بالشعيرات الدقيقة.

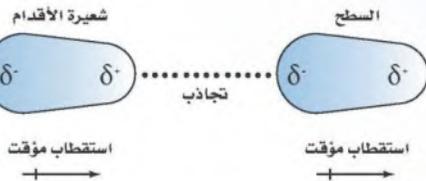


1 إصبع السحلية يغطي أسفل أصابع السحلية ملايين الأطراف تعرف بالشعيرات الدقيقة وتكون مرتبة في صفوف.



3 مساحة السطح تشكل الشعيرات الدقيقة الكثيرة العدد مساحة سطح واسعة.

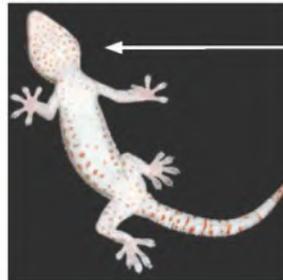
4 التلاصق تتكون قوى فان ديرفال بين المسطحات وشعيرات الأقدام الدقيقة. وتكون هذه القوى كثيرة جداً، تتغلب محصلة قوى فان ديرفال على قوة الجاذبية الأرضية وتبقى السحلية في مكانها.



## الكتابة في الكيمياء

اختراع يقوم العلماء بتطوير تطبيقات مواد لاصقة تستند إلى معلوماتهم عن قوى التلاصق التي تستعملها السحالي. ومن التطبيقات المحتملة تصميم روبوت قادر على تسلق الجدران، وأشرطة لاصقة تعمل تحت الماء. هل تتوقع أن تكون استخدامات المواد اللاصقة الجديدة كذلك التي لدى السحلية؟

5 الانتقال والحركة يحدثان عند قيام السحلية بثنى أصابع رجليها مما يقلل من مساحة الجزء اللاصق بالسطوح فتقل قوى فان ديرفال، وتقل قوة التماسك، فتنتقل من مكانها.



اجابة سؤال حل واستنتج :

١ - زيادة المرونة: ثلاثية، ثنائية، أحادية. زيادة القوة: أحادية، ثنائية، ثلاثية.

٢ - لجزيء  $H_2O$  رابطتان تساهميتان وزوجان غير مرتبطين حول الذرة المركزية. تشغل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة الفراغ حول الذرة المركزية وتتنافر مع أزواج إلكترونات الربط، فينتج شكل الزاوية. لجزيء  $CO_2$  رابطتان ثنائيتان بدون أزواج غير مرتبطة. تتنافر إلكترونات الربط وتكوّن الشكل الخطّي.

٣ - لجزيء  $SO_3$  شكل رنين؛ لأن له ذرة S مركزية وثلاث ذرات O جانبية تكون إحداها رابطة ثنائية. هناك ثلاثة أشكال رنين، تعتمد على الموقع المحتمل للرابطة الثنائية.

٤ - الجزيئات الأتية قطبية:  $H_2O$ ,  $PH$ ,  $HCN$ ,  $CO$  أما الجزيئات الأخرى فغير قطبية .

### حل واستنتج

2. كوّن جدولاً لتكوين البيانات.

1. التفكير الناقد بناءً على النماذج الجزيئية التي شاهدتها في المختبر وبنيتها، رتب الروابط الأحادية، والثنائية والثلاثية، حسب ليوتتها وقوتها.

2. شاهد واستنتج اشرح سبب الاختلاف بين شكل جزيء الماء  $H_2O$  وشكل جزيء ثاني أكسيد الكربون  $CO_2$ .

3. حلل واستنتج أحد الجزيئات في هذا النشاط له أشكال من الرنين. حدد أي هذه الجزيئات له ثلاثة أشكال رنين، وارسمها، ثم اشرح لماذا يحدث هذا الرنين؟

4. تعرّف السبب والنتيجة استخدم الفرق في الكهرسالية لتحديد قطبية الجزيئات المستخدمة في الخطوات 9 - 11، اعتماداً على قيم قطبية الروابط، ونماذج الجزيئات التي نفذت في المختبر، حدد قطبية كل جزيء.

### استقصاء

استعمل الكرات والوصلات لبناء شكلي الرنين لجزيء الأوزون  $O_3$ ، ثم استعن بأشكال لويس لشرح كيف يمكن أن يتحول الجزيء من شكل إلى آخر (الرنين) بأن يجل زوج من الإلكترونات غير المرتبطة محل رابطة تساهمية.

3. لاحظ ودوّن لون الكرات المستخدمة لتمثيل ذرات: الهيدروجين H، الأكسجين O، الفوسفور P، الكربون C، الفلور F، الكبريت S، النيتروجين N.

4. ارسم تراكيب لويس لجزيئات  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ .

5. احصل على ذرتين (كرتين) من الهيدروجين وثبتها بواسطة وصلة للحصول على نموذج جزيء  $H_2$ . لاحظ أن النموذج يمثل جزيء هيدروجين ثنائي الذرة ذا رابطة أحادية.

اجابة سؤال حل الاستقصاء :

تجميع نموذجين، لكل نموذج ذرة أكسجين مركزية مرتبطة مع ذرتي أكسجين جانبيتين . إحدى الذرات الجانبية مرتبطة برابطة أحادية، والأخرى برابطة مزدوجة. ويحدد مكان هاتين

الرابطتين أشكال الرنين. يجب أن يوضح تركيب لويس إمكانية التحول بين أشكال الرنين من خلال تبادل موقع زوج الإلكترونات غير المرتبطة والرابطة التساهمية.

الفكرة العامة تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في إلكترونات تكافؤها.

#### 4-1 الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسة تستقر ذرات بعض العناصر

عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية.

#### المفردات

- الرابطة التساهمية
  - الجزيء
  - تركيب لويس
  - رابطة سيجما  $\sigma$
  - رابطة باي  $\pi$
  - تفاعل ماص للطاقة
  - تفاعل طارد للطاقة
- تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في زوج أو أكثر من إلكترونات التكافؤ.
- ينتج عن المشاركة بزوج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات روابط تساهمية أحادية أو ثنائية، أو ثلاثية على الترتيب.
- تتكون روابط سيجما نتيجة التداخل الرأسي 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.

#### 4-2 تسمية الجزيئات

الفكرة الرئيسة تستعمل قواعد محددة

- في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية
- الذرات، والأحماض الثنائية، والأحماض الأكسجينية.
- تحتوي أسماء الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية على مقاطع للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الصيغة الجزيئية.
- تكون المركبات التي تنتج  $H^+$  في محاليلها حمضية. وتحتوي الأحماض الثنائية على هيدروجين وعنصر آخر، أما الأحماض الأكسجينية فتحتوي على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

#### المفردات

الحمض الأكسجيني

#### 4-3 التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة تبين الصيغ البنائية المواقع

- النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معاً داخل الجزيء.
- هناك أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عندما يكون هناك أكثر من شكل لويس للجزيء الواحد.
- لا تتبع بعض الجزيئات القاعدة الثنائية.

#### المفردات

الصيغة البنائية

الرنين

الروابط التساهمية التناسقية

### 4-4 أشكال الجزيئات

#### الفكرة الرئيسة

يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.

#### المفاهيم الرئيسة

- ينص نموذج VSEPR على أن أزواج الإلكترونات يتنافر بعضها مع بعض، وتحدد شكل الجزيء وزوايا الترابط فيه.
- يفسر التهجين أشكال الجزيئات المعروفة من خلال مستويات التهجين المتكافئة.

#### المضردات

نموذج VSEPR  
التهجين

### 4-5 الكهروسالبية والقطبية

#### الفكرة الرئيسة

يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.

#### المفاهيم الرئيسة

- يحدد فرق الكهروسالبية خواص الرابطة بين الذرات.
- تتكون الروابط القطبية عندما لا تكون الإلكترونات المرتبطة منجذبة بالتساوي إلى ذري الرابطة.
- يحدد نموذج VSEPR قطبية الجزيء.
- تجذب الجزيئات بعضها بعضًا بقوى ضعيفة. أما في الشبكة التساهمية الصلبة فترتبط كل ذرة بذرات أخرى بروابط تساهمية.

#### المضردات

الرابطة التساهمية غير القطبية  
الرابطة التساهمية القطبية

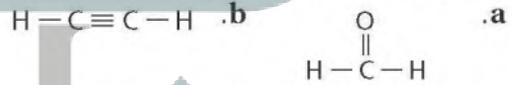
## 4-1

## إتقان المفاهيم

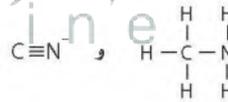
78. ما القاعدة الثمانية؟ وكيف يمكن استخدامها في الروابط التساهمية؟
79. صف تكوين الرابطة التساهمية.
80. صف تكوين الترابط في الجزيئات.
81. صف قوى التجاذب والتنافر الناتجة عن اقتراب ذرتين إحداهما من الأخرى.
82. كيف يمكنك توقع وجود روابط  $\sigma$  أو باي  $\pi$  في الجزيء؟

## إتقان حل المسائل

83. ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من N، As، Br، و Se؟ وقم عدد الروابط التساهمية التي يحتاج إليها كل عنصر ليحقق قاعدة الثمانية.
84. حدّد روابط  $\sigma$  و باي  $\pi$  في كل من الجزيئات الآتية:



85. أيّ الجزيئات الآتية، CO، و  $\text{CH}_2\text{O}$ ، و  $\text{CO}_2$  تكون فيها رابطة C-O أقصر، وأيها تكون فيها أقوى؟
86. أيّ رابطة من الروابط بين الكربون والنيتروجين في الجزيئات الآتية أقصر، وأيها أقوى؟



87. رتبّ الجزيئات الآتية من حيث طول الرابطة بين الكبريت والأكسجين تصاعدياً؟
- a.  $\text{SO}_2$       b.  $\text{SO}_3^{-2}$       c.  $\text{SO}_4^{-2}$

## 4-2

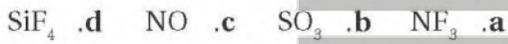
## إتقان المفاهيم

88. اشرح تسمية المركبات الجزيئية؟
89. متى يُسمى المركب الجزيئي حمضاً؟
90. اشرح الفرق بين سداسي فلوريد الكبريت ورباعي فلوريد ثنائي الكبريت.

91. الساعات: تتكون بلورات الكوارتز التي تستخدم في ساعات اليد من ثاني أكسيد السليكون. اشرح كيف يمكن استخدام الاسم لمعرفة أو تحديد صيغة ثاني أكسيد السليكون؟
92. أكمل الجدول 4-8 الآتي:

الجدول 8 - 4 أسماء الأحماض	
الاسم	الصيغة
	$\text{HClO}_2$
	$\text{H}_3\text{PO}_4$
	$\text{H}_2\text{Se}$
	$\text{HClO}_3$

93. سمّ الجزيئات الآتية:



94. سمّ الجزيئات الآتية:



95. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

- a. ثنائي فلوريد الكبريت      c. رباعي فلوريد الكربون  
b. رباعي كلوريد السليكون      d. حمض الكبريتوز

96. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية:

- a. ثنائي أكسيد السليكون  
b. حمض البروموز  
c. ثلاثي فلوريد الكلور  
d. حمض الهيدروبروميك

## 4-3

## إتقان المفاهيم

97. ما الواجب معرفته لتتمكن من رسم تراكيب لويس لجزيء ما؟
98. عامل التنشيط يدرس علماء المواد خواص البوليمرات عندما يتم معالجتها بمادة  $\text{ASF}_5$ . اشرح لماذا يخالف المركب  $\text{ASF}_5$  قاعدة الثمانية؟
99. العامل المختزل يستخدم ثلاثي هيدريد البورون  $\text{BH}_3$  عاملاً مختزلاً في الكيمياء العضوية. فسّر لماذا يكون  $\text{BH}_3$  روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى؟



## إتقان حل المسائل

110. أكمل الجدول 9-4 من خلال تعريف التهجين المتوقع للذرة المركزية. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل).

الجدول 9-4		
الصيغة الجزيئية	نوع التهجين	تراكيب لويس
XeF <sub>4</sub>		
TeF <sub>4</sub>		
KrF <sub>2</sub>		
OF <sub>2</sub>		

111. توقع الشكل الجزيئي لكل من المركبين الآتيين:

a. COS      b. CF<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>

112. توقع الشكل الجزيئي وزاوية الرابطة ونوع التهجين لكل مما يأتي. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل).

a. SCl<sub>2</sub>      c. HOF  
b. NH<sub>2</sub>Cl      d. BF<sub>3</sub>

## 4-5

### إتقان المفاهيم

113. فسر نمط التغير في الكهروسالبية في الجدول الدوري.  
114. وضح الفرق بين الجزيئات القطبية وغير القطبية.  
115. قارن بين أماكن الإلكترونات الترابطية في الرابطة التساهمية القطبية والرابطة التساهمية غير القطبية، وفسر إجابتك.  
116. ما الفرق بين الجزيء التساهمي الصلب والجزيء التساهمي الشبكي الصلب؟ هل هناك اختلاف في الخواص الفيزيائية؟ فسر إجابتك.

### إتقان حل المسائل

117. بين الرابطة الأكثر قطبية في كل زوج مما يأتي بوضع دائرة حول نهاية القطب السالب فيها:

a. C-O و S-C      c. P-H و P-Cl

b. C-F و C-N

118. أشر إلى الذرة السالبة الشحنة في كل رابطة مما يأتي:

a. C-H      c. C-S  
b. C-N      d. C-O

100. يمكن أن يُكوّن عنصر الأنتيمون والكلور مركب ثلاثي كلوريد الأنتيمون وخماسي كلوريد الأنتيمون، اشرح كيف يمكن هذين العنصرين أن يكوّنا مركبات مختلفة؟

### إتقان حل المسائل

101. ارسم ثلاثة أشكال رنين للأيون المتعدد الذرات CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>.  
102. ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية التي يحتوي كل منها على ذرة مركزية، ولا تتبع قاعدة الثمانية:  
a. PCl<sub>5</sub>      b. BF<sub>3</sub>      c. ClF<sub>5</sub>      d. BeH<sub>2</sub>  
103. ارسم شكلي رنين الأيون المتعدد الذرات HCO<sub>2</sub><sup>-</sup>.  
104. ارسم تراكيب لويس لكل من المركبات والأيونات الآتية:  
a. H<sub>2</sub>S      b. BF<sub>4</sub><sup>-</sup>      c. SO<sub>2</sub>      d. SeCl<sub>2</sub>  
105. أي العناصر الآتية يكوّن جزيئاً مستقرّاً تزيد عدد إلكتروناته الخارجية على ثمانية إلكترونات؟ اشرح إجابتك.  
a. B      b. C      c. P  
d. O      e. Se

## 4-4

### إتقان المفاهيم

106. ما الأساس الذي بني عليه نموذج VSEPR؟  
107. ما أقصى عدد للمستويات المهجنة التي يمكن لذرة الكربون أن تكوّنها؟  
108. ما الشكل الجزيئي لكل جزيء مما يأتي؟ وقدر زاوية الرابطة لكل جزيء، بافتراض عدم وجود إلكترونات غير مرتبطة.

a. A-B      b. A-B-A

c. A-B-A      d. A

109. المركب الأصيل يستخدم PCl<sub>5</sub> بوصفه مركب أصل في تكوين مركبات أخرى كثيرة. اشرح نظرية التهجين، وحدد عدد مستويات التهجين الموجودة في جزيء PCl<sub>5</sub>.

129. وقود الصواريخ استخدم الهيدرازين وثلاثي فلوريد الكلور  $\text{ClF}_3$  في عام 1950م وقوداً للصواريخ. ارسم شكل لويس لـ  $\text{ClF}_3$ ، وبين نوع التهجين فيه.
130. أكمل الجدول 4-10 موضحاً عدد الإلكترونات المشتركة في الروابط التساهمية الأحادية، والثنائية، والثلاثية، وحدد مجموعة الذرات التي تكون كلاً من الروابط الآتية:

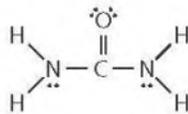
الجدول 4-10 الأزواج المشتركة		
نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المترابطة	الذرات التي تكون الرابطة
التساهمية الأحادية		
التساهمية الثنائية		
التساهمية الثلاثية		

### التفكير الناقد

131. صمّم خريطة مفاهيم تربط بين نموذج VSEPR، ونظرية التهجين، وأشكال الجزيئات.
132. قارن بين المركبين التساهمين المعروفين باسم أكسيد الزرنيخ III وثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخ.
133. أكمل الجدول 4-11

الجدول 4-11 الخصائص والترابط			
المثال	خواص الصلب	وصف الرابطة	الصلب أيوني
			جزيئي تساهمي
			فلزي
			تساهمي شبكي

134. طبق اليوريا مركب يستخدم في تصنيع البلاستيك والأسمدة. بين روابط  $\sigma$  و  $\pi$  وأزواج الإلكترونات غير المرتبطة في هذا المركب المين أدناه.



119. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية

a. C-O  
b. Si-O  
c. C-Cl  
d. C-Br

120. رتب الروابط الآتية تصاعدياً حسب زيادة القطبية:

a. C-H  
b. N-H  
c. Si-H  
d. O-H  
e. Cl-H

121. المبردات: تعرف المبردات المعروفة باسم فريون 14- بتأثيرها السلبى في طبقة الأوزون. وصيغة هذا المركب هي  $\text{CF}_4$ ، فلماذا يعد  $\text{CF}_4$  جزيئاً غير قطبي مع أنه يحتوي على روابط قطبية؟

122. بين ما إذا كانت الجزيئات أو الأيونات الآتية قطبية، وفسر إجابتك

a.  $\text{H}_3\text{O}^+$   
b.  $\text{PCl}_5$   
c.  $\text{H}_2\text{S}$   
d.  $\text{CF}_4$

123. استخدم تراكيب لويس لتنبأ بالقطبية الجزيئية لكل من ثنائي فلوريد الكبريت، ورباعي فلوريد الكبريت وسداسي فلوريد الكبريت.

### مراجعة عامة

124. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

a. أول أكسيد الكلور  
b. حمض الزرنيخيك  
c. خماسي كلوريد الفوسفور  
d. حمض كبريتيد الهيدروجين

125. سمّ الجزيئات الآتية:

a.  $\text{PCl}_3$   
b.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$   
c.  $\text{P}_4\text{O}_6$   
d. NO

126. ارسم تراكيب لويس للجزيئات والأيونات الآتية:

a.  $\text{SeF}_2$   
b.  $\text{ClO}_2^-$   
c.  $\text{PO}_3^{3-}$   
d.  $\text{POCl}_3$   
e.  $\text{GeF}_4$

127. حدد أي الجزيئات الآتية قطبي، وفسر إجابتك.

a.  $\text{CH}_3\text{Cl}$   
b.  $\text{ClF}$   
c.  $\text{NCl}_3$   
d.  $\text{BF}_3$   
e.  $\text{CS}_2$

128. رتب الروابط الآتية تصاعدياً حسب القطبية:

a. C-O  
b. Si-O  
c. Ge-O  
d. C-Cl  
e. C-Br

## تقويم إضافي

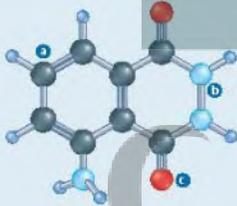
### التقوية الكيميائية

140. مضاد التجمد Antifreeze ابحث عن المركب إيثلين جلايكول ethylene glycol لتعرف صيغته الكيميائية، واطرح كيف يساعد تركيب هذا المركب على استخدامه مراداً.

141. المنظفات اكتب مقالة حول منظف غسل الملابس موضحاً تركيبه الكيميائي، واطرح كيف يزيل الدهون والأوساخ عن الأقمشة.

### أسئلة المستندات

يستخدم المحققون الجنائيون عادة المركب التساهمي لومينول luminol للبحث عن بقع الدم؛ إذ تنتج طاقة ضوئية عند تفاعل بعض المواد الكيميائية واللومينول والهيموجلوبين في الدم. والشكل 4-26 يوضح نموذج الكرة والعصا لهذا المركب.

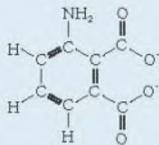


الشكل 4-26

142. حدد الصيغة الجزيئية لمركب اللومينول، وارسم تركيب لويس لهذا الجزيء.

143. بين تهيئين الذرات التي تقع عليها الأحرف a، b، و c في الشكل 4-25.

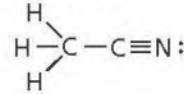
144. عندما يتصل اللومينول مباشرة بأيونات الحديد في الهيموجلوبين ينتج عن التفاعل مركب  $\text{Na}_2\text{APA}$  وماء ونيتروجين وطاقة ضوئية، والشكل 4-27 يبين الصيغة البنائية لأيون APA. اكتب الصيغة الكيميائية لأيون APA العديد الذرات.



أيون APA  
الشكل 4-27

135. حلل حدد قطبية كل جزيء يتصف بالخواص الآتية:  
a. صلب في درجة حرارة الغرفة.  
b. غاز في درجة حرارة الغرفة.  
c. ينجذب إلى التيار الكهربائي.

136. طبق الصيغة البنائية لمركب أسيتونيتريل  $\text{CH}_3\text{CN}$



تفحص هذه الصيغة، وحدد عدد ذرات الكربون، ونوع التهجين في كل ذرة من ذرات الكربون، وفسر إجابتك.

### مسألة تحفيز

137. تفحص طاقات تفكك الروابط المبينة في الجدول 4-12.

الجدول 4-12 طاقات تفكك الروابط			
الرابطة	طاقة تفكك الرابطة (kJ/mol)	الرابطة	طاقة تفكك الرابطة (kJ/mol)
C-C	348	O-H	467
C=C	614	C-N	305
C≡C	839	O=O	498
N-N	163	C-H	416
N=N	418	C-O	358
N≡N	945	C=O	745

a. ارسم تركيب لويس الصحيح لكل من  $\text{C}_2\text{H}_2$  و  $\text{HCOOH}$ .  
b. ما قيمة الطاقة التي نحتاج إليها لتفكيك هذه الجزيئات؟

### مراجعة تراكمية

138. اكتب الصيغة الجزيئية الصحيحة لكل مركب مما يأتي:

- كربونات الكالسيوم
- كلورات البوتاسيوم
- أسيئات (خلات) الفضة
- كبريتات النحاس II
- فوسفات الأمونيوم

139. اكتب الاسم الكيميائي الصحيح لكل مركب مما يأتي:

- CoCl<sub>2</sub>
- NaI
- Mg(BrO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>
- Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>
- Sr(OH)<sub>2</sub>

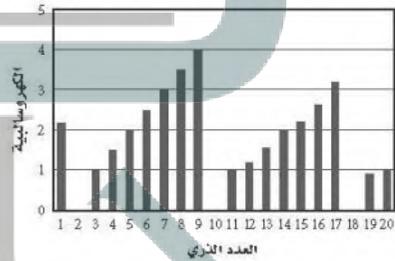
## أسئلة الاختيار من متعدد

1. الاسم الشائع للمركب  $SiH_4$  هو رباعي أيودو سيلان. ما الاسم العلمي له؟
- رباعي يوديد السيلان.
  - رباعي يود السيلان.
  - يوديد السليكون.
  - رباعي يوديد السليكون.

2. أي المركبات الآتية يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل؟

- $CO_2$
- $CHCl_3$
- $AsI_3$
- $BeF_2$

استخدم الرسم البياني في الإجابة عن السؤالين 3 و 4.



3. ما كهروسالبية العنصر الذي عدده الذري 14؟

- 1.5
- 1.9
- 2.0
- 2.2

4. بين أي أزواج العناصر الآتية يكون رابطة أيونية؟

- العدد الذري 3 و 4
- العدد الذري 7 و 8
- العدد الذري 4 و 18
- العدد الذري 8 و 12

5. أي مما يأتي يمثل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السليكون؟

- $S::Si::S$
- $\overset{\cdot\cdot}{S}::Si::\overset{\cdot\cdot}{S}$
- $\overset{\cdot\cdot}{S}:Si:\overset{\cdot\cdot}{S}$
- $\overset{\cdot\cdot}{S}:\overset{\cdot\cdot}{Si}:\overset{\cdot\cdot}{S}$

6. تكوّن ذرة السيلينيوم المركزية في سداسي فلوريد السيلينيوم القاعدة الثمانية. ما عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة Se المركزية؟

- 4
- 5
- 6
- 7

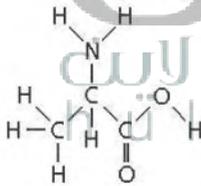
استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 7 و 8.

طاقة تفكيك الروابط عند 298k			
kJ/mol	الرابطة	kJ/mol	الرابطة
945	$N \equiv N$	242	Cl-Cl
467	O-H	345	C-C
358	C-O	416	C-H
745	C=O	305	C-N
498	O=O	299	H-I
		391	H-N

7. أي الغازات الثنائية الذرات فيما يأتي له أقصر رابطة بين ذرتيه؟

- HI
- $O_2$
- $Cl_2$
- $N_2$

8. ما مقدار الطاقة الضرورية لتفكيك الروابط جميعها المبينة في الجزيء الآتي؟



- 3024 kJ/mol
- 4621 kJ/mol
- 4318 kJ/mol
- 5011 kJ/mol

9. أي المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني؟

- $BeH_2$
- $H_2S$
- $H_2O$
- $SeH_2$

10. أي مما يأتي غير قطبي؟

- $H_2S$
- $CCl_4$
- $SiH_3Cl$
- $AsH_3$

## أسئلة الإجابات القصيرة

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 14 و 15.

التمثيل النقطي للإلكترونات (تركيب لويس)								
الجموعه	1	2	13	14	15	16	17	18
	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·

14. اعتماداً على تراكيب لويس المبينة أعلاه، أي الأزواج الآتية ترتبط بنسبة 3:2؟
- a. ليثيوم و كربون  
b. بيريليوم و كلور  
c. بيريليوم و نيتروجين  
d. بورون و أكسجين  
e. بورون و كربون

15. ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير في عنصر البريليوم إذا أصبح أيوناً موجباً؟
- a. 0  
b. 2  
c. 4  
d. 6  
e. 8

16. تحتوي الأحماض الأكسجينية على عنصر الهيدروجين وأنيون الأكسجين، ويوجد منها نوعان يحتويان على الهيدروجين والنيتروجين والأكسجين. حدد هذين الحمضين، وكيف يمكن تعرفهما اعتماداً على أسمائهما وصيغتهما؟

## أسئلة الإجابات المفتوحة

- ينتج الجزيء  $XY_2$  عن اتحاد ذرة العنصر X مع ذرتين من العنصر Y. إذا علمت أن العدد الذري للعنصر X يساوي 8 والعدد الذري للعنصر Y هو 1، فأجب عما يأتي:
17. ارسم شكل لويس لهذا الجزيء.  
18. هل الجزيء قطبي أم لا؟ فسر إجابتك.  
19. وضح نوع المستوى الهجين في هذا الجزيء.  
20. فسر لماذا تكون الزوايا بين الروابط في هذا الجزيء أقل من 109.5 درجة؟

استعمل الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة 11 - 13.

## الخواص الفيزيائية لبعض المركبات المختارة

المركب	نوع الرابطة	درجة حرارة الانصهار °C	درجة حرارة الغليان °C
F <sub>2</sub>	تساهمية غير قطبية	-220	-188
CH <sub>4</sub>	تساهمية غير قطبية	-183	-162
NH <sub>3</sub>	تساهمية قطبية	-78	33
CH <sub>3</sub> Cl	تساهمية قطبية	-64	61
KBr	أيونية	730	1435
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	أيونية	?	4000

11. تم اكتشاف مركب درجة انصهاره 100°C -، فأني مما يأتي ينطبق على هذا المركب؟

- a. روابطه أيونية  
b. روابطه تساهمية قطبية  
c. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة تساهمية غير قطبية  
d. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة أيونية

12. أي مما يأتي لا يمكن أن يكون درجة انصهار Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>؟

- a. 2375 °C  
b. 950 °C  
c. 148 °C  
d. 3342 °C

13. أي المركبات الآتية تنطبق عليه البيانات الواردة في الجدول؟

- a. المركبات التساهمية القطبية لها درجة غليان مرتفعة.  
b. المركبات التساهمية القطبية لها درجة انصهار مرتفعة.  
c. المركبات الأيونية لها درجة انصهار منخفضة.  
d. المركبات الأيونية لها درجة غليان مرتفعة.

#### إتقان المفاهيم

78. ما قاعدة الثمانية؟ وكيف يمكن استخدامها في الروابط التساهمية؟

تفقد الذرات الالكترونات أو تكتسبها أو تشارك بها؛ لتحصل على ثمانية إلكترونيات. وتكوّن الروابط التساهمية عندما تتشارك الالكترونات للحصول على حالة الثمانية.

79. صف تكوين الرابطة التساهمية.

تجذب نواة إحدى الذرات إلكترونيات الذرة الأخرى، وتتشاركان في إلكترونيات أو أكثر.

80. صف تكوين الترابط في الجزيئات.

ترتبط الجزيئات تساهمياً.

81. صف قوى التجاذب والتنافر الناتجة عن اقتراب ذرتين إحداهما من الأخرى.

تنتج قوى التجاذب بين نواة ذرة وإلكترونيات الذرة الأخرى. وتنتج قوى التنافر بين أنوية الذرتين وإلكترونياتهما. عندما تقترب ذرتان إحداهما من الأخرى تزداد محصلة قوة التجاذب.

وتصل محصلة قوة التجاذب إلى قيمتها العظمى عند المسافة الحرجة بين الذرتين، وإذا اقتربت الذرتان مسافة أقل من المسافة الحرجة فإن قوى التنافر تصبح أكبر من قوى التجاذب.

انظر الشكل 2-4 صفحة 119 .

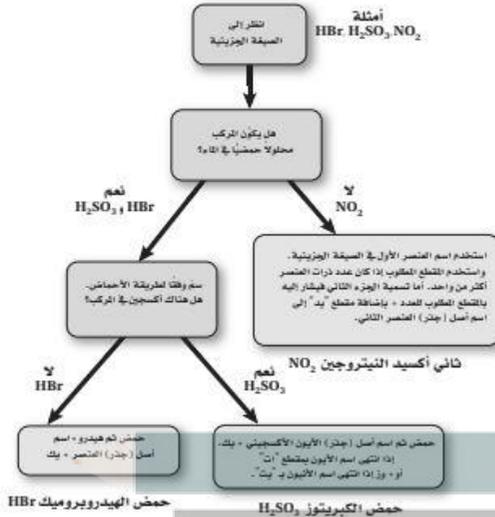
82. كيف يمكنك توقُّع وجود روابط سيجمما  $\sigma$  أو باي  $\pi$  في الجزيء؟

رابطة تساهمية أحادية، رابطة سيجمما، رابطة تساهمية ثنائية، رابطة سيجمما ورابطة باي، رابطة تساهمية ثلاثية، رابطة سيجمما واحدة ورايطنا باي.

إتقان المفاهيم

88. اشرح تسمية المركبات الجزيئية؟

يجب أن تتفق الإجابة مع الشكل 12-4 في صفحة 130.



89. متى يُسمَّى المركب الجزيئي حمضاً؟

عندما يُنتج أيونات  $H^+$  في المحلول المائي.

90. اشرح الفرق بين سداسي فلوريد الكبريت ورباعي فلوريد ثنائي الكبريت.

سداسي فلوريد الكبريت  $SF_6$ ، ذرة كبريت S واحدة ترتبط مع 6 ذرات فلور F، أما رباعي فلوريد ثنائي الكبريت  $S_2F_4$  ذرتا كبريت S ترتبطان مع 4 ذرات فلور F.

91. الساعات، تتكون من بلورات الكوارتز التي تُستخدم في ساعات اليد من ثاني أكسيد السليكون. اشرح كيف يمكن استخدام الاسم لمعرفة أو تحديد صيغة ثاني أكسيد السليكون؟

يُشير اسم السليكون إلى ذرة واحدة من Si، وتُشير البادئة (ثاني) إلى وجود ذرتي أكسجين؛ فتكون الصيغة الجزيئية الصحيحة هي  $SiO_2$ .

83. ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من N، As، Br، وSe؟  
توفّر عدد الروابط التساهمية التي يحتاج إليها كل عنصر ليُحقّق قاعدة الثمانية.

N: عدد إلكترونات التكافؤ 5، ويحتاج إلى 3 روابط تساهمية ليحقق قاعدة الثمانية.

As: عدد إلكترونات التكافؤ 5، ويحتاج إلى 3 روابط تساهمية ليحقق قاعدة الثمانية.

Br: عدد إلكترونات التكافؤ 7، ويحتاج إلى رابطة تساهمية واحدة ليحقق قاعدة الثمانية.

Se: عدد إلكترونات التكافؤ 6، ويحتاج إلى رابطتين اثنتين ليحقق قاعدة الثمانية.

84. حدّد روابط سيجما  $\sigma$  وباي  $\pi$  في الجزيئات الآتية:

$H-C \equiv C-H$	$\begin{array}{c} O \\    \\ H-C-H \end{array}$
تمثّل الروابط الأحادية روابط سيجما $\sigma$ ، في حين تمثّل الرابطة الثلاثية رابطة سيجما واحدة و رابطتي $\pi$ واحدة.	تمثّل الروابط الأحادية روابط سيجما $\sigma$ ، في حين تمثّل الرابطة الثنائية رابطة سيجما واحدة و رابطة $\pi$ واحدة.

85. أيّ الجزيئات الآتية،  $CO$ ،  $CH_2O$ ،  $CO_2$  تكون فيها رابطة C-O أقصر، وأنها تكون فيها أقوى؟

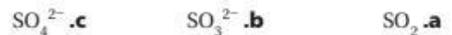
الرابطة الثلاثية في CO هي الأقصر والأقوى.

86. أيّ رابطة من الروابط بين الكربون والنيتروجين في الجزيئات الآتية أقصر، وأنها أقوى؟



الرابطة الثلاثية في  $C \equiv N$  هي الأقصر والأقوى.

87. رتبّ الجزيئات الآتية من حيث طول الرابطة بين الكبريت والأكسجين تصاعدياً؟



a، ثمّ c، ثمّ b

الجدول 8-4 أسماء الأحماض	
الاسم	الصيغة
حمض الكلوروز	HClO <sub>2</sub>
حمض الفوسفوريك	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>
حمض الهيدروسيلينيك	H <sub>2</sub> Se
حمض الكلوريك	HClO <sub>3</sub>

93. سمِّ الجزيئات الآتية:

- a. NF<sub>3</sub> ثلاثي فلوريد النيتروجين  
 b. SO<sub>3</sub> ثالث أكسيد الكبريت  
 c. NO أول أكسيد النيتروجين  
 d. SiF<sub>4</sub> رباعي فلوريد السليكون

94. سمِّ الجزيئات الآتية:

- a. SeO<sub>2</sub> ثاني أكسيد السليسيوم  
 b. SeO<sub>3</sub> ثالث أكسيد السليسيوم  
 c. N<sub>2</sub>F<sub>4</sub> رباعي فلوريد ثنائي النيتروجين  
 d. S<sub>4</sub>N<sub>4</sub> رابع نتريد رباعي الكبريت

95. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

- a. ثنائي فلوريد الكبريت SF<sub>2</sub>  
 b. رباعي كلوريد السليكون SiCl<sub>4</sub>  
 c. رباعي فلوريد الكربون CF<sub>4</sub>  
 d. حمض الكبريتوز H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

96. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية:

- a. ثاني أكسيد السليكون SiO<sub>2</sub>  
 b. حمض البروموز HBrO<sub>2</sub>  
 c. ثلاثي فلوريد الكلور ClF<sub>3</sub>  
 d. حمض البروميك HBr

### 4-3

#### إتقان المفاهيم

97. ما الواجب معرفته لتتمكّن من رسم تراكيب لويس لجزيء ما؟

عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة عنصر في الجزيء.

98. عامل التنشيط يدرّس علماء المواد خواص البوليمرات عندما يتمّ معالجتها بمادة AsF<sub>5</sub>. اشرح لماذا يُخالِف المركّب AsF<sub>5</sub> قاعدة الثمانية؟

للزرفيخ خمسة أماكن للترباط، أي 10 إلكترونات للمشاركة. وهذا أكثر من ثمانية إلكترونات يتمّ شغلها في حالة الثمانية.

99. العامل المختزل يُستخدم ثلاثي هيدريد البورون BH<sub>3</sub> عاملاً مختزلاً في الكيمياء العضوية. فسّر لماذا يكون BH<sub>3</sub> روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى؟

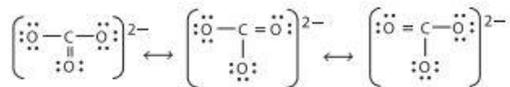
تُحاط ذرة B في الجزيء BH<sub>3</sub> بستة إلكترونات؛ لذا لا يكون التوزيع الإلكتروني ذا طاقة وضع قليلة، ممّا يجعله يشارك زوجاً وحيداً من الإلكترونات مع جزيء آخر ليحصل على توزيع إلكتروني مستقر.

100. يمكن أن يُكوّن عنصر الأنتيمون والكلور مركّب ثلاثي كلوريد الأنتيمون وخماسي كلوريد الأنتيمون، اشرح كيف يمكن لهذين العنصرين أن يُكوّنا مركّبات مختلفة؟

لعنصر الأنتيمون خمسة إلكترونات تكافؤ، وزوج وحيد، وثلاثة أماكن يستطيع من خلالها الارتباط مع ثلاث ذرات كلور بإلكترون واحد مع كل ذرة فيشكّل SbCl<sub>3</sub>. كما يستطيع الأنتيمون أن يشارك بأكثر من ثمانية إلكترونات وتكوين SbCl<sub>5</sub>.

#### إتقان حل المسائل

101. ارسم ثلاثة أشكال رنين للأيون المتعدّد اللّارات CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>.



105. أي العناصر الآتية يُكوّن جزيئًا مستقرًا تزيد عدد إلكتروناته الخارجية على ثمانية إلكترونات؟ اشرح إجابتك.

- a. B  
b. C  
c. P  
d. O  
e. Se

P و Se؛ لأنهما في الدورة 3 وما بعدها، ولهما مستوى d الثانوي.

#### 4.4

#### إتقان المفاهيم

106. ما الأساس الذي بُني عليه نموذج VSEPR؟

طبيعة تناافر أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

107. ما أقصى عدد للمستويات المهجنة التي يمكن لذرة الكربون أن تُكوّنها؟

أربعة

102. ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية التي يحتوي كلٌّ منها على ذرة مركزية، ولا تتبع قاعدة الثمانية:



PCl<sub>5</sub> .a



BF<sub>3</sub> .b

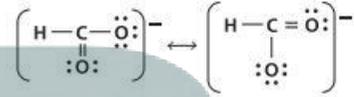


ClF<sub>3</sub> .c



BeH<sub>2</sub> .d

103. ارسم شكلي رنين الأيون المتعدد الذرات HCO<sub>2</sub><sup>-</sup>.



104. ارسم تراكيب لويس لكلٍّ من المركبات والأيونات الآتية.

108. ما الشكل الجزيئي لكل جزيء مما يأتي؟ قدر زاوية الرابطة لكل جزيء، بافتراض عدم وجود إلكترونات غير مرتبطة.

زاوية الربط	الشكل الجزيئي	الجزيء
180°	خطي	A—B .a
180°	خطي	A—B—A .b
120°	مثلث مستوي	A—B—A   A .c
109°	رباعي الأوجه منتظم	A   A—B—A   A .d

الصيغة الجزيئية	تراكيب لويس
H <sub>2</sub> S .a	$\begin{array}{c} \text{H—}\ddot{\text{S}}\text{:} \\   \\ \text{H} \end{array}$
BF <sub>4</sub> <sup>-</sup> .b	$\left[ \begin{array}{c} \text{:F:} \\   \\ \text{:F—B—F:} \\   \\ \text{:F:} \end{array} \right]^-$
SO <sub>2</sub> .c	$\begin{array}{c} \text{:O}=\text{S:} \\   \\ \text{:O:} \end{array}$
SeCl <sub>2</sub> .d	$\begin{array}{c} \text{:Cl:—}\ddot{\text{Se}}\text{:} \\   \\ \text{:Cl:} \end{array}$

112. توقع الشكل الجزيئي وزاوية الرابطة ونوع التهجين لكل مما يأتي. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل).

نوع التهجين	زاوية الرابطة	الشكل الجزيئي	الصيغة الجزيئية
$sp^3$	$104.5^\circ$	منحنٍ	a. $SCl_2$
$sp^3$	$107^\circ$	هرم ثلاثي	b. $NH_2Cl$
$sp^3$	$104.5^\circ$	منحنٍ	c. $HOCl$
$sp^2$	$120^\circ$	مثلث مستوٍ	d. $BF_3$

#### 4.5

#### إتقان المفاهيم

113. فسّر نمط التغير في الكهروسالبية في الجدول الدوري. تتزايد من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.
114. وضح الفرق بين الجزيئات القطبية وغير القطبية.

للجزيء غير القطبي توزيع تماثل من الشحنات، في حين أن للجزيئات القطبية تركيزاً من الإلكترونات على طرف ما من الجزيء أكثر من الطرف الآخر.

115. قارن بين أماكن إلكترونات الترابط في الرابطة التساهمية القطبية والرابطة التساهمية غير القطبية، وفسّر إجابتك. تكون الإلكترونات في الرابطة القطبية أقرب إلى الذرة ذات الكهروسالبية الأعلى بسبب المشاركة غير المتساوية. أما الإلكترونات في الروابط غير القطبية فتكون المشاركة فيها متساوية.

109. المركب الأصل يُستخدم  $PCl_3$  بوصفه مركب أصل في تكوين مركبات أخرى كثيرة. اشرح نظرية التهجين، وحدد عدد مستويات التهجين الموجودة في الجزيء  $PCl_3$ .

تفسر نظرية التهجين أشكال الجزيئات من خلال تكوين مستويات تهجين متماثلة في الشكل والطاقة من المستويات الفرعية لذرات الجزيء. وهي في هذه الحالة خمس مستويات  $sp^3d$  متطابقة.

#### إتقان حل المسائل

110. أكمل الجدول 4-9 من خلال تعريف التهجين المتوقع للذرة المركزية. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل).

الجدول 4-9		
الصيغة الجزيئية	نوع التهجين	تراكيب لويس
$XeF_4$	$sp^3d^2$	
$TeF_4$	$sp^3d$	
$KrF_2$	$sp^3d$	
$OF_2$	$sp^3$	

111. توقع الشكل الجزيئي لكل من المركبين الآتيين:

- a.  $COS$  خطي
- b.  $CF_2Cl_2$  رباعي الأوجه منتظم

الفرق في الكهروسالبية  $0.01 =$  ؛ غالباً تساهمية .

118. أشر إلى الذرة السالبة الشحنة في كل رابطة مما يأتي:

- C .a. C-H  
N .b. C-N  
S .c. C-S  
O .d. C-O

119. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية:

- .a. C-O  
الكهروسالبية  $O = 3.44$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.89$ ؛ تساهمية قطبية.  
.b. Si-O  
الكهروسالبية  $O = 3.44$ ؛ الكهروسالبية  $Si = 1.90$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 1.54$ ؛ تساهمية قطبية.  
.c. C-Cl  
الكهروسالبية  $Cl = 3.16$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.61$ ؛ تساهمية قطبية.  
.d. C-Br  
الكهروسالبية  $Br = 2.96$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.41$ ؛ تساهمية قطبية.  
الرابطة Si-O الأكثر قطبية؛ لأن لها فرقاً أكبر في الكهروسالبية من الروابط الأخرى.

120. رتب الروابط الآتية تصاعدياً بحسب زيادة القطبية:

- .a. C-H  
الكهروسالبية  $H = 2.20$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.35$ ؛ غالباً تساهمية.  
.b. N-H  
الكهروسالبية  $H = 2.20$ ؛ الكهروسالبية  $N = 3.04$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.84$ ؛ تساهمية قطبية.  
.c. Si-H  
الكهروسالبية  $H = 2.20$ ؛ الكهروسالبية  $Si = 1.90$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.30$ ؛ غالباً تساهمية.

125. سمّ الجزيئات الآتية:

- .a.  $PCl_3$  ثالث كلوريد الفوسفور  
.b.  $Cl_2O_7$  سابع أكسيد ثنائي الكلور  
.c.  $P_4O_6$  سادس أكسيد ريباعي الفوسفور  
.d. NO أول أكسيد النيتروجين

126. ارسم تراكيب لويس للجزيئات والأيونات الآتية:

116. ما الفرق بين الجزيء التساهمي الضّلب والجزئي التساهمي الشبكي الضّلب؟ هل هناك اختلاف في الخواص الفيزيائية؟ فسّر إجابتك.

الجزئي التساهمي الضّلب يكون ليئناً وله درجة انصهار منخفضة بسبب القوى بين الجزيئية الضعيفة. أما الجزئي الضّلب التساهمي الشبكي فله درجة انصهار مرتفعة، وشديد القساوة؛ بسبب قوة الروابط التساهمية الشبكية.

إتقان حل المسائل

117. بين الرابطة الأكثر قطبية في كل زوج مما يلي بوضع دائرة حول نهاية القطب السالب فيها:

- .a. S-C و C-O  
وُضعت الدائرة حول O؛ لأن لها كهروسالبية أعلى، وتكون الرابطة C-O أكثر قطبية، لوجود فرق كبير في الكهروسالبية بين C و O.  
الكهروسالبية  $O = 3.44$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.89$ ؛ تساهمية قطبية.  
الكهروسالبية  $S = 2.58$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.03$ ؛ غالباً تساهمية.  
.b. C-N و C-F  
وُضعت الدائرة حول F؛ لأن لها كهروسالبية أعلى، وتكون الرابطة C-F أكثر قطبية، لوجود فرق كبير في الكهروسالبية بين C و F.  
الكهروسالبية  $F = 3.98$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 1.43$ ؛ تساهمية قطبية.  
الكهروسالبية  $N = 3.04$ ؛ الكهروسالبية  $C = 2.55$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.49$ ؛ تساهمية قطبية.  
P-H و P-C  
وُضعت الدائرة حول Cl؛ لأن لها كهروسالبية أعلى، وتكون الرابطة P-Cl أكثر قطبية، لوجود فرق كبير في الكهروسالبية بين Cl و P.  
الكهروسالبية  $Cl = 3.16$ ؛ الكهروسالبية  $P = 2.19$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.97$ ؛ تساهمية قطبية.  
الكهروسالبية  $H = 2.20$ ؛ الكهروسالبية  $P = 2.19$

- .d. O-H  
الكهروسالبية  $H = 2.20$ ؛ الكهروسالبية  $O = 3.44$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 1.24$ ؛ تساهمية قطبية.  
.e. Cl-H  
الكهروسالبية  $H = 2.20$ ؛ الكهروسالبية  $Cl = 3.16$   
الفرق في الكهروسالبية  $= 0.96$ ؛ تساهمية قطبية.  
الترتيب تصاعدياً: c، ثم a، ثم b، ثم e، ثم d.

الصيغة الجزيئية	تراكييب لويس
a. $\text{SeF}_2$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{Se}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$
b. $\text{ClO}_2^-$	$\left[ \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^-$
c. $\text{PO}_3^{3-}$	$\left[ \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{P}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{3-}$
d. $\text{POCl}_3$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{P}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$
d. $\text{GeF}_4$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{Ge}}\text{:} \\   \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$

121. المبزذات تُعرّف المبرّذات المعروفة باسم فريون -14 بتأثيرها السلبّي في طبقة الأوزون. وصيغة هذا المركّب هي  $\text{CF}_4$ ، فلماذا يُعدّ  $\text{CF}_4$  جزيئًا غير قطبي مع أنه يحتوي على روابط قطبية؟

بسبب التوزيع المتساوي للشحنة في الجزيء المتماثل.

122. بيّن ما إذا كانت الجزيئات أو الأيونات الآتية قطبية، وفسّر إجابتك.

- a.  $\text{H}_3\text{O}^+$  قطبي، غير متماثل  
 b.  $\text{PCl}_5$  غير قطبي، متماثل  
 c.  $\text{H}_2\text{S}$  قطبي، غير متماثل  
 d.  $\text{CF}_4$  غير قطبي، متماثل

123. استخدّم تراكييب لويس لتنبأ بالقطبية الجزيئية لكلّ من ثنائي فلوريد الكبريت، ورباعي فلوريد الكبريت، وسداسي فلوريد الكبريت.

$\text{SF}_2$  و  $\text{SF}_6$  مركّبان قطبيين، أما  $\text{SF}_4$  فغير قطبي.

127. حدّد أيّ الجزيئات الآتية قطبي؟ وفسّر إجابتك.

- a.  $\text{CH}_3\text{Cl}$   
 b.  $\text{ClF}$   
 c.  $\text{NCl}_3$   
 d.  $\text{BF}_3$   
 e.  $\text{CS}_2$

الجزيئات القطبية هي  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ،  $\text{ClF}$ ، و  $\text{NCl}_3$ . لأن كلّ جزيء غير متماثل والشحنة غير موزعة بالتساوي.

مراجعة عامة

124. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

- a. أول أكسيد الكلور  $\text{ClO}$   
 b. حمض الزرنيخيك  $\text{H}_3\text{AsO}_4$   
 c. خاسي كلوريد الفوسفور  $\text{PCl}_5$   
 d. حمض كبريتيد الهيدروجين  $\text{H}_2\text{S}$

128. رتّب الروابط الآتية تصاعدياً بحسب القطبية:

a. C - O

الكهروسالبية J = 3.44؛ الكهروسالبية J = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.89؛ تساهمية قطبية.

b. Si - O

الكهروسالبية J = 3.44؛ الكهروسالبية J = 1.90

الفرق في الكهروسالبية = 1.54؛ تساهمية قطبية.

c. Ge - O

الكهروسالبية J = 3.44؛ الكهروسالبية J = 2.01

الفرق في الكهروسالبية = 1.43؛ تساهمية قطبية.

d. C - Cl

الكهروسالبية J = 3.16؛ الكهروسالبية J = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.61؛ تساهمية قطبية.

e. C - Br

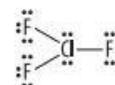
الكهروسالبية J = 2.96؛ الكهروسالبية J = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.41؛ تساهمية قطبية.

الترتيب تصاعدياً بحسب الخواص القطبية:

e. ثم d، ثم a، ثم c، ثم b.

129. وقود الصواريخ استخدم الهيدرازين وثلاثي فلوريد الكلور  $\text{ClF}_3$  في عام 1950م وقوداً للصواريخ. ارسم شكل لويس لـ  $\text{ClF}_3$ ، وبيّن نوع التهجين فيه.



نوع التهجين  $sp^3d$

130. أكمل الجدول 10-4 موضحاً عدد الإلكترونات المشتركة في الروابط التساهمية الأحادية، والثنائية، والثلاثية، وحدد مجموعة الذرات التي تُكوّن كلاً من الروابط الآتية:

الجدول 10-4 الأزواج المشتركة		
نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المترابطة	الذرات التي تكون الرابطة
التساهمية الأحادية	إلكترونان مشتركان	أي هالوجين أو أي عنصر من عناصر المجموعة 17
التساهمية الثنائية	4 إلكترونات مشتركة	عناصر المجموعة 16
التساهمية الثلاثية	6 إلكترونات مشتركة	عناصر المجموعة 15

### التفكير الناقد

131. نظم خريطة مفاهيم تربط بين نموذج VSEPR، ونظرية التهجين، وأشكال الجزيئات.

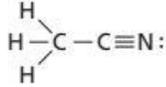
ستتنوع خرائط المفاهيم.

132. قارن بين المركبين التساهمين المعروفين باسم أكسيد الزرنيخ III وثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخ.

يُبين أكسيد الزرنيخ III أن عدد تأكسد الزرنيخ هو +3 وشحنة الأكسيد هي -2. والصيغة الجزيئية الصحيحة هي  $\text{As}_2\text{O}_3$ . ويتضح من الاسم (ثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخ) وجود ذرتي زرنيخ وثلاث ذرات أكسجين. على الرغم من أن المادتين مختلفتان إلا أن لكتنهما الصيغة الجزيئية نفسها.

- a. صُلب في درجة حرارة الغرفة. قطبي  
 b. غاز في درجة حرارة الغرفة. غير قطبي  
 c. ينجذب إلى التيار الكهربائي. قطبي

136. مطبق الصيغة البنائية لمركب أستونيتريل  $\text{CH}_3\text{CN}$ .



تفحص هذه الصيغة، وحدّد عدد ذرات الكربون، ونوع التهجين في كلّ ذرة من ذرات الكربون، وفسر إجابتك.

ذرة الكربون الأولى (مرتبطة مع ثلاث ذرات هيدروجين وذرة كربون واحدة) مهجنة في  $sp^3$ ؛ لأنها تحوي 4 أماكن ريط. ذرة الكربون الثانية (مرتبطة مع ذرة كربون واحدة وذرة نيتروجين واحدة) مهجنة في  $sp$ ؛ لأن لها مكانين اثنين للريبط.

## مسألة تحفيز

137. تفحص طاقات تفكك الروابط المبيّنة في الجدول 12 - 4.

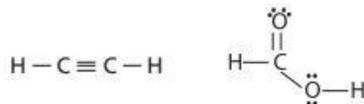


الجدول 11-4 الخواص والترابط			
الصلب	وصف الرابطة	خواص الصلب	مثال
أيوني	قوة الجذب الكهروستاتيكية بين الأيون الموجب والأيون السالب.	صُلب، قاس، هش، بلوري، درجة انصهاره مرتفعة، غير موصل في الحالة الصلبة.	NaCl
جزيئي تساهمي	مشاركة الإلكترونات بين الذرتين.	لين، درجة انصهاره منخفضة، غير موصل في الحالة الصلبة.	$\text{CO}_2$
فلزي	التجاذب بين الأيون الموجب والإلكترونات الحرة الحركة.	بلوري، له القدرة على توصيل الحرارة والكهرباء، قابل للثني، قابل للسحب، درجة انصهاره مرتفعة.	Ag
تساهمي شبكي	الذرات مرتبطة تساهمياً مع عدد كبير من الذرات في الشبكة البلورية.	بلوري، قاس، صُلب، هش، غير موصل	الألماس

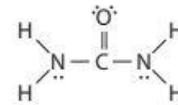
## الجدول 12-4 طاقات تفكك الروابط

الرابطة	طاقة تفكك الرابطة (kJ/mol)	الرابطة	طاقة تفكك الرابطة (kJ/mol)
C-C	348	O-H	467
C=C	614	C-N	305
C≡C	839	O=O	498
N-N	163	C-H	416
N=N	418	C-O	358
N≡N	945	C=O	745

a. ارسم تركيب لويس الصحيح لكلّ من  $\text{C}_2\text{H}_2$  و  $\text{HCOOH}$ .



134. مطبق اليوريا مركب يُستخدم في تصنيع البلاستيك والأسمدة. بين روابط  $\sigma$  و  $\pi$  وأزواج الإلكترونات غير المرتبطة في هذا المركب المبيّن أدناه.



روابط سيجمما هي روابط N-H، وروابط C-N، وأيضاً إحدى روابط C-O. الرابطة C-O الأخرى هي رابطة باي. الأزواج غير المرتبطة تكون على ذرتي N، وذرة O.

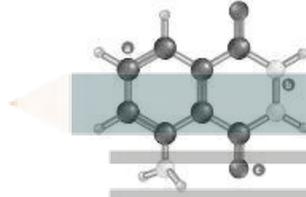
HO- يجعل الإيثيلين جلايكول قابلاً للمزج بالماء، ويساعد ذلك على رفع درجة الغليان نسبياً وخفض درجة التجمد.

141. المُنظفات اكتب مقالة حول مُنظف غسل الملابس موضّحاً تركيبه الكيميائي، وشرح كيف يزيل الدهون والأوساخ عن الأقمشة.

يجب أن تتضمن الإجابات توضيح عدم قطبية طرف جزيء المُنظف وقطبية الطرف الآخر للجزيء نفسه، ممّا يمكنه من جذب كل من الماء والزيت.

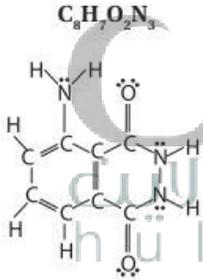
#### أسئلة المستندات

يستخدم المحققون الجنائيون عادة المركب التساهمي لومينول luminal للبحث عن بقع الدم؛ إذ تُنتج طاقة ضوئية عند تفاعل بعض المواد الكيميائية مع اللومينول والهيموجلوبين في الدم. والشكل 4-25 يوضّح نموذج الكرة والعصا لهذا المركب.



الشكل 4-25

142. حدّد الصيغة الجزيئية لمركب اللومينول، وارسم تركيب لويس لهذا الجزيء.



#### الصيغة الجزيئية

#### تركيب لويس

b. ما قيمة الطاقة التي نحتاج إليها لتفكيك هذه الجزيئات؟

$$C_2H_2: (416 \times 2) + 839 \text{ kJ/mol} = 1671 \text{ kJ/mol}$$

$$HCOOH: 416 + 745 + 358 + 467 \text{ kJ/mol} = 1986 \text{ kJ/mol}$$

#### مراجعة تراكمية

138. اكتب الصيغة الجزيئية الصحيحة لكل مركب ممّا يأتي:

a. كربونات الكالسيوم  $CaCO_3$

b. كلورات البوتاسيوم  $KClO$

c. أسيتات الفضة  $AgC_2H_3O_2$

d. كبريتات النحاس II  $CuSO_4$

e. فوسفات الأمونيوم  $(NH_4)_3PO_4$

139. اكتب الاسم الكيميائي الصحيح لكل مركب ممّا يأتي:

a. NaI يوديد الصوديوم

b.  $Fe(NO_3)_3$  نترات الحديد III

c.  $Sr(OH)_2$  هيدروكسيد الإستراتشيوم

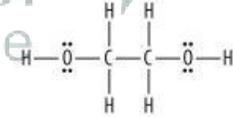
d.  $CoCl_2$  كلوريد الكوبلت II

e.  $Mg(BrO_3)_2$  بورات الماغنسيوم

#### تقويم إضافي

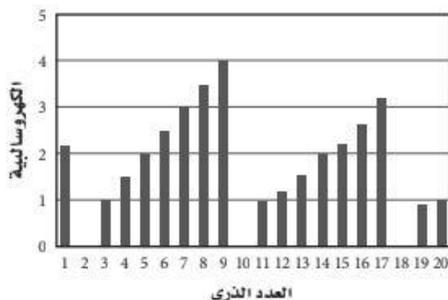
#### الكتابة في الكيمياء

140. مضاد التجمد Antifreeze ابحث عن المركب إيثيلين جلايكول ethylene glycol لتعرف صيغته الكيميائية، وشرح كيف يساعد تركيب هذا المركب على استخدامه مبرّداً.



ستتنوع الإجابات. ربما يلاحظ الطالب أن وجود مجموعة

استخدم الرسم البياني في الإجابة عن السؤالين 3 و4.



3. ما كهروسالبية العنصر الذي عدده الذري 14؟

- a. 1.5  
b. 1.9  
c. 2.0  
d. 2.2

(c)

4. بين أي أزواج العناصر الآتية يُكوّن رابطة أيونية؟

- a. العدد الذري 3 و4  
b. العدد الذري 7 و8  
c. العدد الذري 4 و18  
d. العدد الذري 8 و12

(d)

5. أي مما يأتي يُمثّل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السليكون؟

- a.  $\text{S}::\text{Si}::\text{S}:$   
b.  $\text{S}::\text{Si}::\text{S}:$   
c.  $\text{S}:\text{Si}:\text{S}:$   
d.  $\text{S}:\text{Si}:\text{S}:$

(b)

6. تحقّق ذرة السيلينيوم المركزية في سداسي فلوريد السيلينيوم قاعدة الثمانية. ما عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة Se المركزية؟

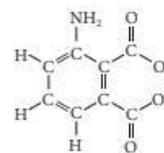
- a. 4  
b. 5  
c. 6  
d. 7

(c)

143. بين تهجين الذرات التي تقع عليها الأحرف a، b، و c في الشكل 25-4.

- a.  $sp^2$   
b.  $sp^3$   
c.  $sp^2$

144. عندما يتصل اللومينول مباشرة بأيونات الحديد في الهيموجلوبين يُنتج عن التفاعل مركّب  $\text{Na}_2\text{APA}$  وماء ونيتروجين وطاقة ضوئية، والشكل 26-4 يُبين الصيغة البنائية لأيون APA. اكتب الصيغة الكيميائية لأيون APA العديد الذرات.



أيون APA

الشكل 26-4

الصيغة الكيميائية للمركّب هي:  $\text{C}_4\text{H}_3\text{NO}_4^{2-}$

## اختبار مُقنّن

### أسئلة الاختيار من متعدد

1. الاسم الشائع للمركّب  $\text{SiH}_4$  هو رباعي أيودو سيلان. ما الاسم العلمي له؟

- a. رباعي يوديد السيلان.  
b. رباعي يود السيلان.  
c. يوديد السليكون.  
d. رباعي يوديد السليكون.

(d)

2. أي المركّبات الآتية يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل؟

- a.  $\text{CO}_2$   
b.  $\text{CHCl}_3$   
c.  $\text{AsI}_3$   
d.  $\text{BeF}_2$

(a)

- a.  $H_2S$  .b.  $CCl_4$   
c.  $SiH_3Cl$  .d.  $AsH_3$

(b)

## أسئلة الإجابات القصيرة

11. تم اكتشاف مركب درجة انصهاره  $100^\circ C$ -. فأأي مما يأتي ينطبق على هذا المركب؟

- a. روابطه أيونية  
b. روابطه تساهمية قطبية  
c. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة تساهمية غير قطبية  
d. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة أيونية

(c)

12. أي مما يأتي لا يمكن أن يكون درجة انصهار  $Cr_2O_3$ ؟

- a.  $2375^\circ C$  .b.  $950^\circ C$   
c.  $148^\circ C$  .d.  $3342^\circ C$

(c)

13. أي المركبات الآتية تنطبق عليه البيانات الواردة في

الجدول؟

- a. المركبات التساهمية القطبية لها درجة غليان مرتفعة.  
b. المركبات التساهمية القطبية لها درجة انصهار مرتفعة.  
c. المركبات الأيونية لها درجة انصهار منخفضة.  
d. المركبات الأيونية لها درجة غليان مرتفعة.

(d)

14. تحتوي الأحماض الأكسجينية على عنصر الهيدروجين

وأيون الأكسجين، ويوجد منها نوعان يحتويان على الهيدروجين والنيتروجين والأكسجين. حدد هذين الحمضين، وكيف يمكن تعريفهما اعتماداً على أسمائهما وصيغتهما؟

حمض النيتريك  $HNO_3$ ، وحمض النيتروز  $HNO_2$ .

يشير مقطع (يك) إلى العدد الأكبر لذرات الأكسجين، أما المقطع

(وز) فيشير إلى العدد الأقل لذرات الأكسجين. إضافة إلى

## طاقة تفكيك الروابط عند 298k

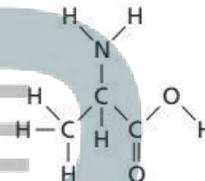
الرابطة	kJ/mol	الرابطة	kJ/mol
Cl-Cl	242	$N \equiv N$	945
C-C	345	O-H	467
C-H	416	C-O	358
C-N	305	C=O	745
H-I	299	O=O	498
H-N	391		

7. أي الغازات الثنائية الذرات فيما يأتي له أقصر رابطة بين ذرتيه؟

- a. HI .b.  $O_2$   
c.  $Cl_2$  .d.  $N_2$

(d)

8. ما مقدار الطاقة الضرورية لتفكيك الروابط جميعها المبيّنة في الجزيء الآتي؟



- a. 3024 kJ/mol .b. 4318 kJ/mol  
c. 4621 kJ/mol .d. 5011 kJ/mol

(d)

$$E_{total} = (2 \times E_{HN}) + E_{CN} + (4 \times E_{CH}) + (2 \times E_{CC}) + E_{C=O} + E_{CO} + E_{OH}$$

$$E_{total} = (2 \times 391) + 305 + (4 \times 416) + (2 \times 345) + 745 + 358 + 467$$

$$E_{total} = 5011 \text{ kJ/mol}$$

9. أي المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني؟

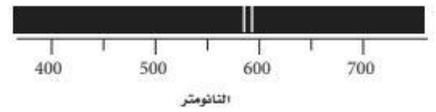
- a.  $BeH_2$  .b.  $H_2S$   
c.  $H_2O$  .d.  $SeH_2$

(a)

## أسئلة الإجابات المفتوحة

أن الصيغة الجزيئية تُبين عدد ذرات كل عنصر.

استخدم طيف الانبعاث الذري أدناه للإجابة عن السؤالين 12 و 13.



15. قُدِّر طول موجة الفوتون المنبعث من هذا العنصر.

580 nm

16. احسب تردد الفوتون المنبعث من هذا العنصر.

$$c = \lambda \times \nu$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{(3.00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1})}{(580 \times 10^{-9} \text{ m})} = 5.2 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ or Hz}$$

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة 14 و 15.

التمثيل النقطي للإلكترونات (تركيب لويس)

المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

17. اعتمادًا على تراكيب لويس المبينة أعلاه، أتي الأزواج

الآتية ترتبط بنسبة 3 : 2؟

a. ليشيوم وكربون

b. بيريليوم وفلور

c. بيريليوم ونيتروجين

d. بورون وأكسجين

e. بورون وكربون

18. ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير في عنصر البريليوم

إذا أصبح أيونًا موجبًا؟

a. 0

b. 2

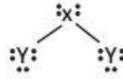
c. 4

d. 6

a

يُتَّحَجَّ الجزيء  $XY_2$  عن اتحاد ذرة العنصر X مع ذرتين من العنصر Y. فإذا علمت أن العدد الذري للعنصر X يساوي 8 والعدد الذري للعنصر Y هو 1، فأجب عمَّا يلي:

19. ارسم شكل لويس لهذا الجزيء.



20. هل الجزيء قطبي أم لا؟ فسِّر إجابتك.

الجزيء قطبي؛ بسبب وجود فرق في الكهروسالبية بين ذرات العناصر المكوِّنة للروابط فيه، والروابط غير المتماثلة.

21. وضح نوع المستوى الهجين في هذا الجزيء.

التوزيع الذري لـ X،  $1s^2 2s^2 2p^4$

يحدث اندماج للمستويات الفرعية في  $2p$  و  $2s$  ويتكوَّن أربع مستويات هجينة من نوع  $sp^3$ .

22. فسِّر لماذا تكون الزوايا بين الروابط في هذا الجزيء أقل

من  $109.5^\circ$  درجة؟

رغم أن التهجين في هذا الجزيء  $sp^3$  إلا أن الزاوية أقل من

$109.5^\circ$ ؛ بسبب تناثر أزواج الإلكترونات غير المترابطة الموجودة

على الذرة المركزية.