قـــررت وزارة الـتـعـلـيـم تـــدريس
هـذا الـكـتـاب وطـبـعـه عـلـى نـفـقـتـهـا

المملكة العربية السعودية

الكيمياء 2

التعليم الثانوي - نظام المسارات

السنة الثانية

قام بالتأليف والمراجعة
فريق من المتخصصين

يُوزع مجّانًا ولا يُباع

طبعة 1445 - 2023

ⓒ وزارة التعليم ، ١٤٤٤هـ

فهرسة مكتبة الملك فهد الوطنية أثناء النشر
وزارة التعليم
كيمياء ٢ – التعليم الثانوي – نظام المسارات – السنة الثانية. /
وزارة التعليم – ط ١٤٤٥ . – الرياض ، ١٤٤٤ هـ .
٥٨١ص ؛ ٢١ X ٢٧,٥ سم
ردمك : ٤-٤٢٦-٥١١-٦٠٣-٩٧٨

١ – الكيمياء – كتب دراسية ٢ – التعليم الثانوي – السعودية
ديوي ٥٤٠,٧١٢ ١٤٤٤/٨٦٩١

رقم الإيداع : ١٤٤٤/٨٦٩١
ردمك : ٤-٤٢٦-٥١١-٦٠٣-٩٧٨

حقوق الطبع والنشر محفوظة لوزارة التعليم

www.moe.gov.sa

مواد إثرائية وداعمة على "منصة عين الإثرائية"

ien.edu.sa

أعزاءنا المعلمين والمعلمات، والطلاب والطالبات، وأولياء الأمور، وكل مهتم بالتربية والتعليم:
يسعدنا تواصلكم؛ لتطوير الكتاب المدرسي، ومقترحاتكم محل اهتمامنا.

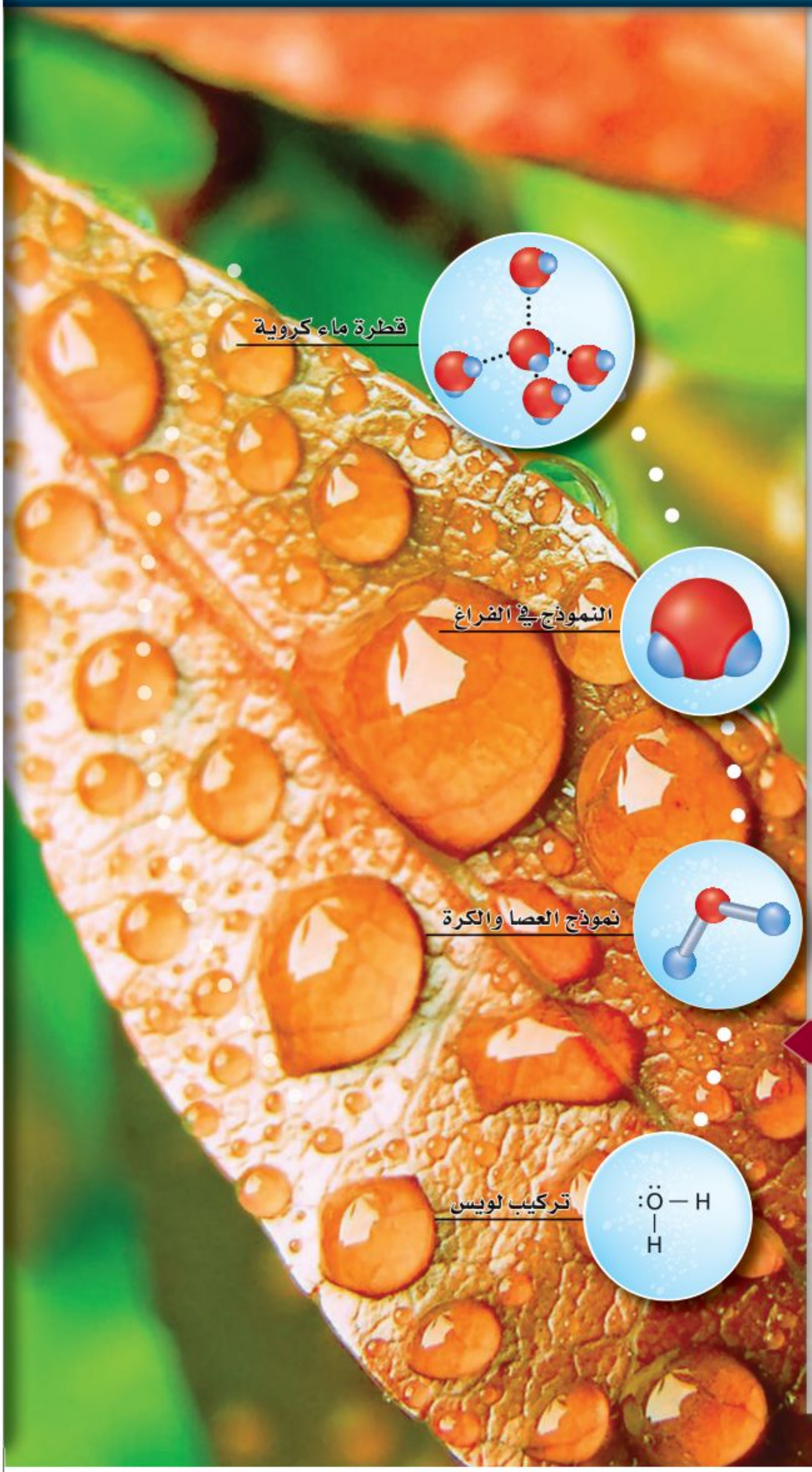
fb.ien.edu.sa

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَٰنِ الرَّحِيمِ

القسم الأول

الفصل 5

الروابط التساهمية
Covalent Bonding



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

5-1 الرابطة التساهمية

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

5-2 تسمية الجزيئات

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

5-3 التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معًا داخل الجزيء.

5-4 أشكال الجزيئات

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

5-5 الكهروسالبية والقطبية

الفكرة الرئيسة 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 فريدًا.

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

ما نوع المركب المستخدم لعمل كرة مميزة؟

تُصنع هذه الكرات في الغالب من مركب يدعى أكسيد السليكون العضوي $Si(OCH_2CH_3)_2O$.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. غطِّ الطاولة بالمناديل الورقية، وضع فوقها كوبًا ورقيًّا، والبس القفازين.
3. قس 20.0mL من محلول سليكات الصوديوم بالمخبار المدرج وصبّها في الكوب. وأضف إلى الكوب قطرة من ملوّن الطعام و10.0mL من الإيثانول، ثم حرك المحتويات جيدًا مدة 3 ثوانٍ في اتجاه عقارب الساعة.

***تحذير:** إياك أن تضع الإيثانول قرب اللهب أو أي مصدر آخر للشرر؛ لأن بخاره قابل للانفجار.*

4. صبّ الخليط في راحة اليد وأنت لا تزال تلبس القفازات وتعمل فوق الطاولة المغطاة بمناديل الورق، ثم اضغط برفق على السائل عندما يبدأ في التصلب.
5. كوِّر العجينة في راحة اليد لتصنع كرة، ثم أسقطها على الأرض، وسجل ملاحظاتك.
6. احفظ الكرة في مكان معزول عن الهواء؛ لأنك ستحتاج إلى تشكيلها قبل استخدامها مرة أخرى.

تحليل النتائج

1. **صف** خواص الكرة التي شاهدتها.

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

2. **قارن** بين الخواص التي شاهدتها وخواص المركب الأيوني.

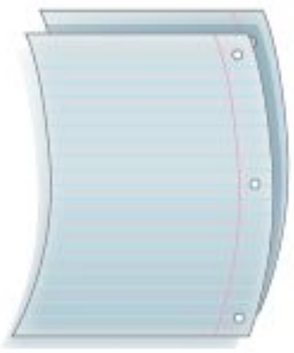
تكون المركبات الأيونية بلورات تذوب في الماء ولها درجات انصهار مرتفعة، بينما يتم تصنيع الكرة من مادتين سائلتين عند درجة حرارة الغرفة، وتكون قادرة على الارتداد، ولا تذوب في الماء، وتفقد شكلها عند تركها فترة من الزمن.

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؟

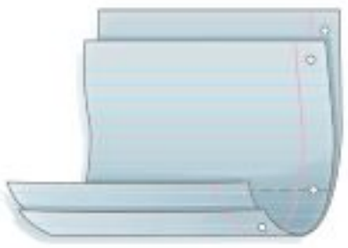
للسليكون 4 إلكترونات تكافؤ، أما الأكسجين فله 6 إلكترونات تكافؤ، ولتكوين حالة الثمانية يجب أن يكتسب السليكون 4 إلكترونات ويكتسب الأكسجين إلكترونين، ولتشكيل الرابطة يجب أن تتشارك هذه الذرات في الإلكترونات

المطويات
منظمات الأفكار

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



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



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

خطوة 3 ثبّت المطوية بدبوس كما في الشكل، واكتب عنوانًا لكل جزء على النحو الآتي: خواص الرابطة، رابطة تساهمية غير قطبية، رابطة تساهمية قطبية، رابطة أيونية.

المطويات **استعمل هذه المطوية في القسم 1–5،** ولخص ما تعلمته عن خواص الروابط، وكيف يؤثر ذلك في خواص المركب الكيميائي؟

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–1

الأهداف

- **تطبق** القاعدة الثمانية على الذرات التي تكوّن روابط تساهمية.
- **تصف** كيفية تكـون الرابطة التسـاهمية الأحادية، والثنائية والثلاثية.
- **تقارن** بين روابط سيجما وروابط باي.
- **تربط** بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها.

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية القوة التي تربط ذرتين معًا.

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية
الجزيء
تركيب لويس
رابطة سيجما σ
رابطة باي π
تفاعل ماص للطاقة
تفاعل طارد للطاقة

الرابطة التساهمية The Covalent Bond

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

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

ما الرابطة التساهمية؟ What is a covalent bond?

تتشارك 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؟

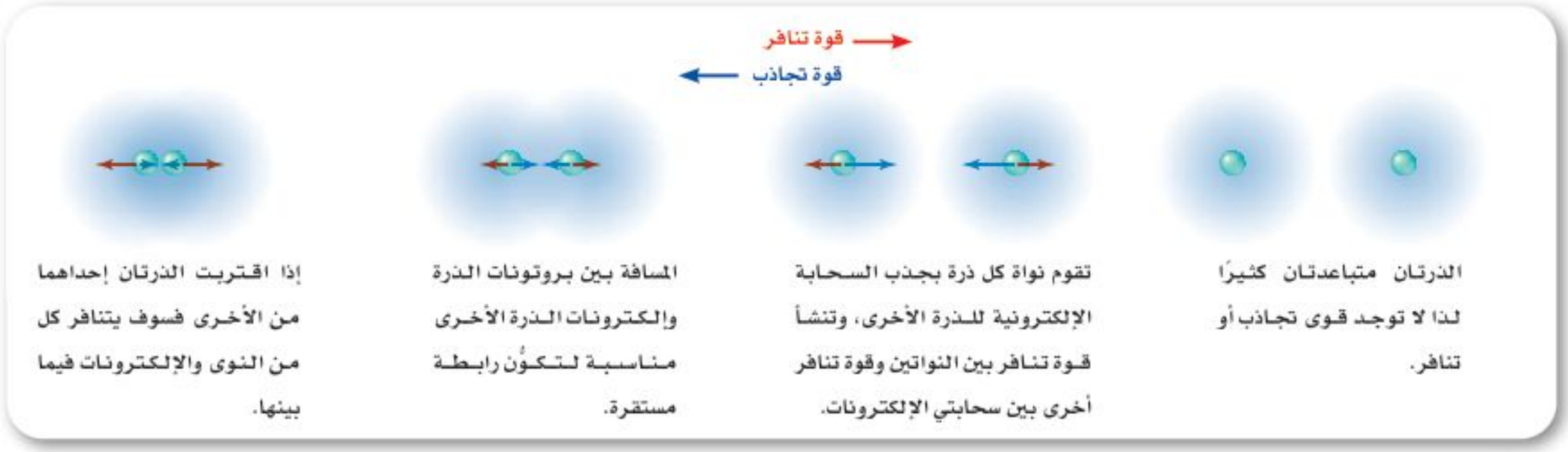
الإلكترونات المشتركة تتشارك الذرات في المركّبات غير الأيونية في الإلكترونات، كما في جزيئات قطرات الماء في **الشكل 1–5**. وتسمى الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلٍّ من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكتروني واحد أو أكثر من الأزواج الإلكترونية **الرابطة التساهمية**. ويتكون **الجزيء** عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية. وتعد الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة جزءًا 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 استقرارًا من الذرة في حالتها الفردية.

الشكل 1–5 تتكون كل قطرة ماء من جزيئات يحتوي كل منها على ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين واحدة، وترتبط فيما بينها برابطة تساهمية. وتتشكل القطرة بحسب القوى بين الجزيئية.

موقع واجباتي

موقع واجباتي



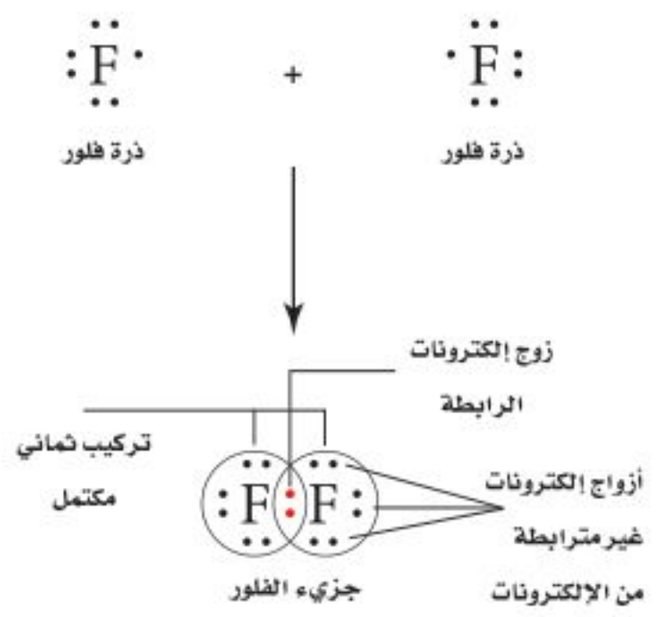
وباستعراض الفلور نجد أن له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$، حيث لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصل إلى الحالة الثمانية. وعندما تقترب ذرتا فلور تحت تأثير العديد من القوى -كما في **الشكل 2–5**- تتولد قوتا تنافر تؤثران في الذرات، إحداهما بين إلكترونات الذرتين، والأخرى بين بروتونات الذرتين أيضًا. كما تنشأ أيضًا 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 تتغلب قوى التنافر على قوى التجاذب.

يحدث الترتيب الأكثر استقرارًا والأمثل 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 3–5** أن لكل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجًا واحدًا من الإلكترونات المشتركة، وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المترابطة التي لا تشارك في تكوين الرابطة.

الشكل 2–5 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؟

تتكون رابطة مستقرة عندما تكون محصلة قوة التجاذب أكبر ما يكون



الشكل 3–5 تتشارك ذرتا فلور في زوج من الإلكترونات لتكوّنا رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تجربة

مقارنة درجات الانصهار

كيف يمكن تحديد العلاقة بين نــوع الرابطة ودرجة الانصهار؟

تعتمــد خواص المركب على نــوع الرابطة، إذا كانــت أيونية أو تساهمية.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. صمّم جدولاً لتسجيل بيانات التجربة.
3. اعمل ثلاثة فجوات بســيطة ومتساوية (A و B و C) في قاع طبق من الألومنيوم مستعينًا بقلم مناسب(قلم تخطيط مثلًا).
4. ضع الطبق على السخان الكهربائي.

تحذير: تعامل بحذر عند تسخين الوعاء.

5. احصــل مــن معلمك على عينــات من كل مــن بلورات السكر ($C_{12}H_{22}O_{11}$)، وبلورات الملح (NaCl)، وشمع البارافين ($C_{23}H_{48}$)، وضعها في الفجوات على الترتيب.
6. توقع الترتيب الذي ستنصهر به المركبات عند تسخينها.
7. أدر مفتاح التســخين عند أعلى درجة حرارة واطلب إلى أحد الزملاء البدء في قياس زمن التسخين مستخدمًا ساعة إيقاف.
8. راقب المركبات في أثناء فترة التسخين، وسجل أيّها ينصهر أولًا، ووفق أي ترتيب.
9. أغلق جهاز التســخين 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؟

ينصهر البارافين أولاً ، أما بلورات الملح فلا تنصهر

2. **طبّق** استنادًا إلى النتائج والمشاهدات، صف درجة انصهار كل مادة صلبة باســتخدام أحد الخواص الآتية: منخفضة، متوسطة، مرتفعة، مرتفعة جدًّا.

البارافين: منخفضة، السكر: متوسطة، بلورات الملح: مرتفعة جدا

3. **استنتج** أي المركبات يحتوي على روابط أيونية، وأيها يحتوي على روابط تساهمية؟

روابط أيونية: الملح.

روابط تساهمية: البارافين والسكر.

4. **لخص** كيف يؤثر نوع الرابطة في درجة انصهار المركبات؟

درجات انصهار المركبات الأيونية أعلى من درجات انصهار المركبات التساهمية

الروابط التساهمية الأحادية Single Covalent Bonds

عندما يشــترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة، كما في جزيء الهيدروجين تعرف هذه الرابطة باســم الرابطة التساهمية الأحادية. وعادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة. وفي حال جزيء الهيدروجين المبين في **الشكل 4–5** تقوم كل ذرة هيدروجين بجذب زوج إلكترونات الرابطة بالمقدار نفسه. لذا ينتمي كلا الإلكترونين المشــتركين إلى كل من الذرتين في الوقت نفســه، مما يعطي كل ذرة هيدروجين في الجزيء التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل $1s^2$، فيصبح جزيء الهيدوجين 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 الهيدورجين هكذا H – H أو H:H.

الشكل 4–5 عندما تتشارك ذرتا هيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى طاقة خارجي ممتلئ بالإلكترونات، وتصبح مستقرة.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

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 تكوّن ذرات عناصر المجموعة 17 رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها الكربون. وكما سبق، فقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية مع ذرات من النوع نفسه. فعلى سبيل المثال، يوجد الفلور على صورة F_2، والكلور على صورة Cl_2.

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تشترك بإلكترونين وتكوّن رابطتين 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 تتشارك في إلكترون مع ذرة الأكسجين، كما يصبح لذرة الأكسجين التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل (نيون) عندما تتشارك في إلكترون واحد مع كل ذرة هيدروجين. ويوضح **الشكل 5a–5** تركيب لويس لجزيء الماء. لاحظ أن لذرة الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المترابطة.

المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية

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

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع عناصر المجموعة 14 أن تكوّن أربع روابط تساهمية. ويتكون جزيء الميثان CH_4 عندما ترتبط ذرة كربون واحدة بأربع ذرات هيدروجين. وللكربون–وهو عنصر في المجموعة 14– التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$، وبواقع أربعة إلكترونات تكافؤ. لذا يحتاج الكربون إلى أربعة إلكترونات ليصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابه للغازات النبيلة. لذا، عندما يتحد الكربون بالذرات الأخرى يكون أربع روابط. ولأن الهيدروجين، من عناصر المجموعة الأولى، وله إلكترون تكافؤ واحد فإن ذرة الكربون تحتاج إلى أربع ذرات هيدروجين للحصول على أربعة إلكترونات تحتاج إليها. ويوضح **الشكل 5c–5** تركيب لويس للميثان. كذلك يكوّن الكربون أربع روابط تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها عناصر المجموعة 17.

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

توضح الروابط التساهمية باستعمال الشرطة (-) أو النقطتين الرأسيتين (:)

a

الماء

$$2H\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow H-\ddot{O}:$$
(H تحت O)

رابطتان تساهميتان

b

الأمونيا

$$3H\cdot + \cdot\dot{N}: \rightarrow H-\underset{H}{\overset{H}{N}}:$$

ثلاثة روابط تساهمية

c

الميثان

$$4H\cdot + \cdot\dot{C}\cdot \rightarrow H-\underset{H}{\overset{H}{C}}-H$$

أربع روابط تساهمية

الشكل 5–5 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؟

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

موقع واجباتي

موقع واجباتك

الشكل 6–5 تم حفر الزجاج الخشن الظاهر في الشكل كيميائيًا باستعمال فلوريد الهيدروجين HF، وهو حمض ضعيف. يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السليكا (أكسيد السليكون)، المكوّن الرئيس للزجاج وينتج عن ذلك SiF_4 والماء.

مثال 1–5

تركيب لويس للجزيء تم عمل الرسوم المبينة في **الشكل 6–5** على الزجاج بالمعالجة الكيميائية (الحفر) لسطح الزجاج بواسطة فلوريد الهيدروجين HF. ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

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

$$H\cdot \quad + \quad \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}: \quad \rightarrow \quad H-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$$

ذرة هيدروجين — ذرة فلور — جزيء فلوريد الهيدروجين

3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

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

الاجابة في الصفحة التالية

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

الرابطة سيجما σ تسمى الروابط التساهمية الأحادية **روابط سيجما**، ويرمز إليها بالحرف الإغريقي σ. وتتكون رابطة سيجما عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما تداخلًا رأسيًا (رأسًا مقابل رأس)، فتزداد الكثافة الإلكترونية في مستوى الربط بين الذرتين. ويقع مستوى الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها أكبر ما يكون. وتتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مستوى s مع مستوى s آخر أو مستوى p، أو عند تداخل مستوى p مع مستوى p آخر. ولجزيئات الماء H_2O، والأمونيا NH_3 والميثان CH_4 روابط سيجما، كما في الشكل **7–5**.

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

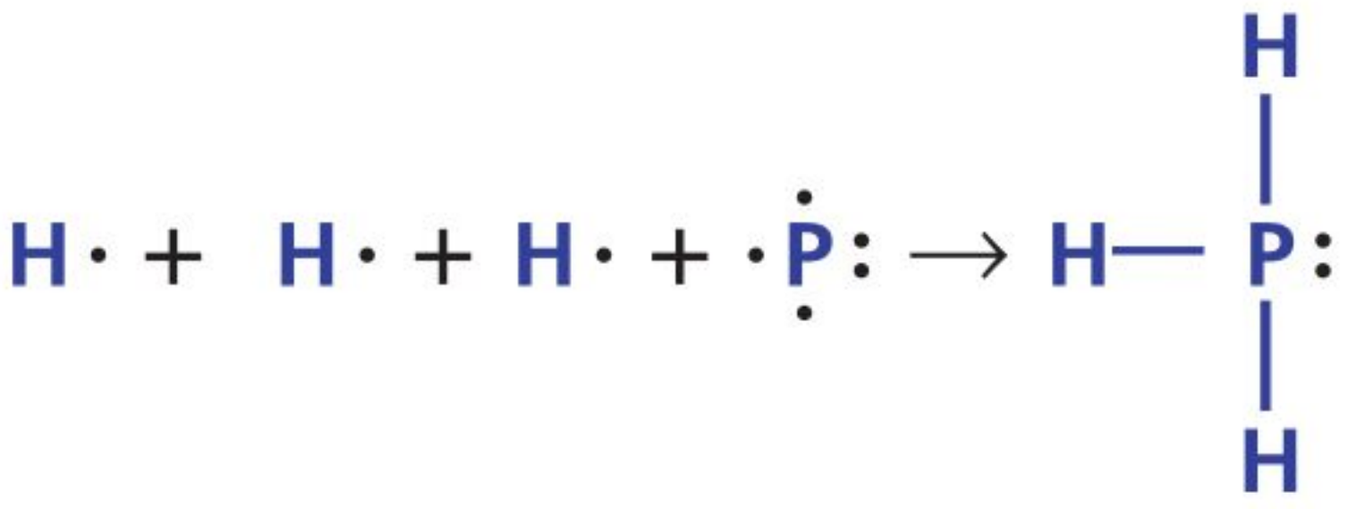
يمكن أن تتشكل روابط سيجما من التداخل بين مستوى s مع مستوى s آخر، أو مستوى s مع مستوى p أو مستوى p مع مستوى p آخر .

موقع واجباتي

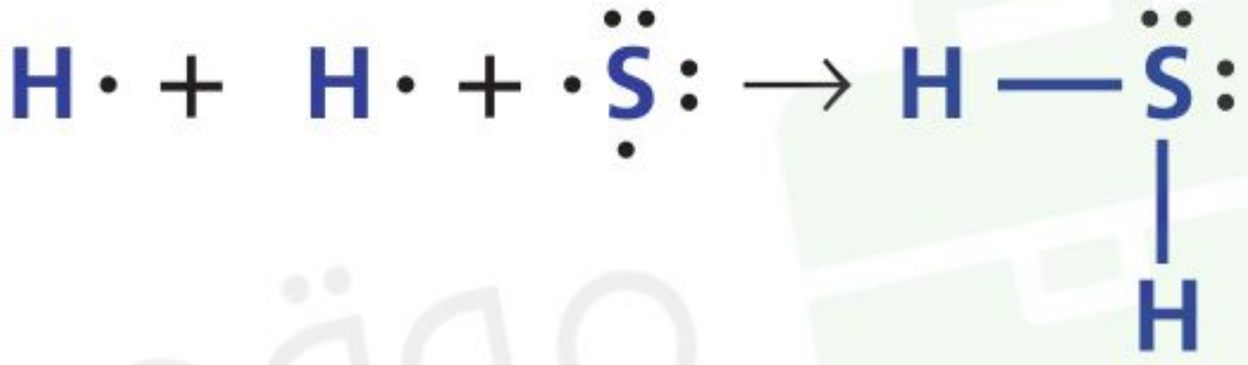
مسائل تدريبية

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

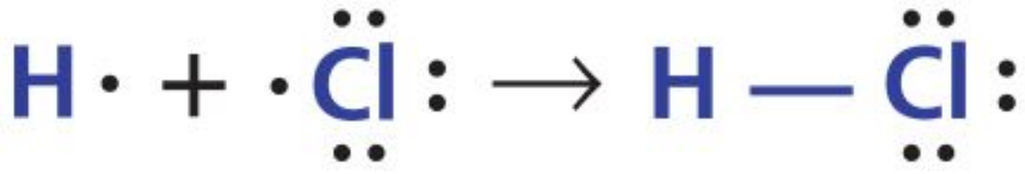
1. PH_3



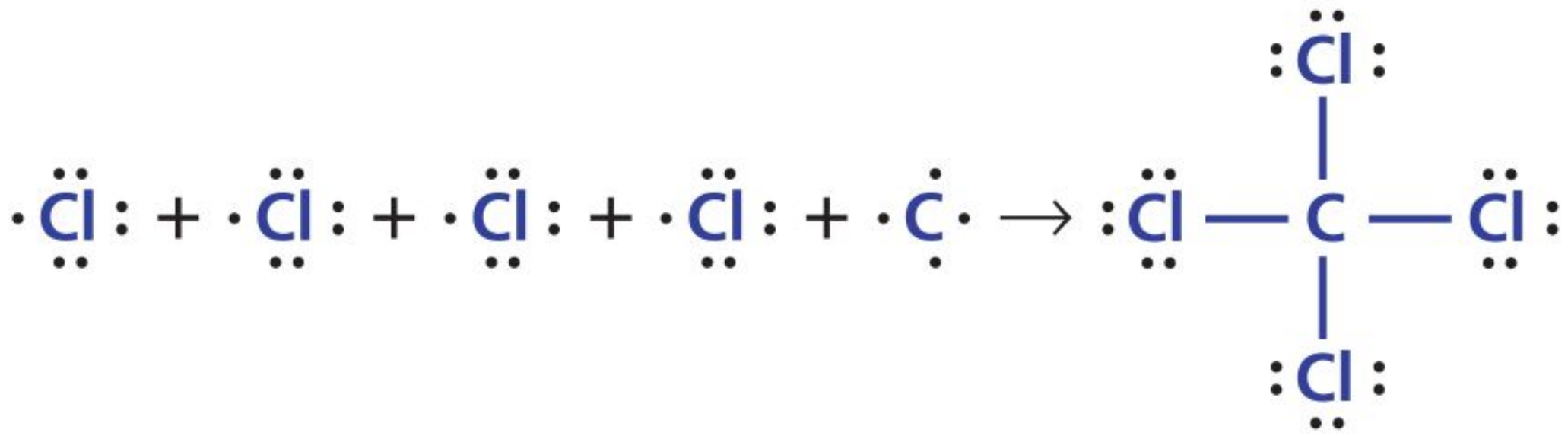
2. H_2S



3. HCl



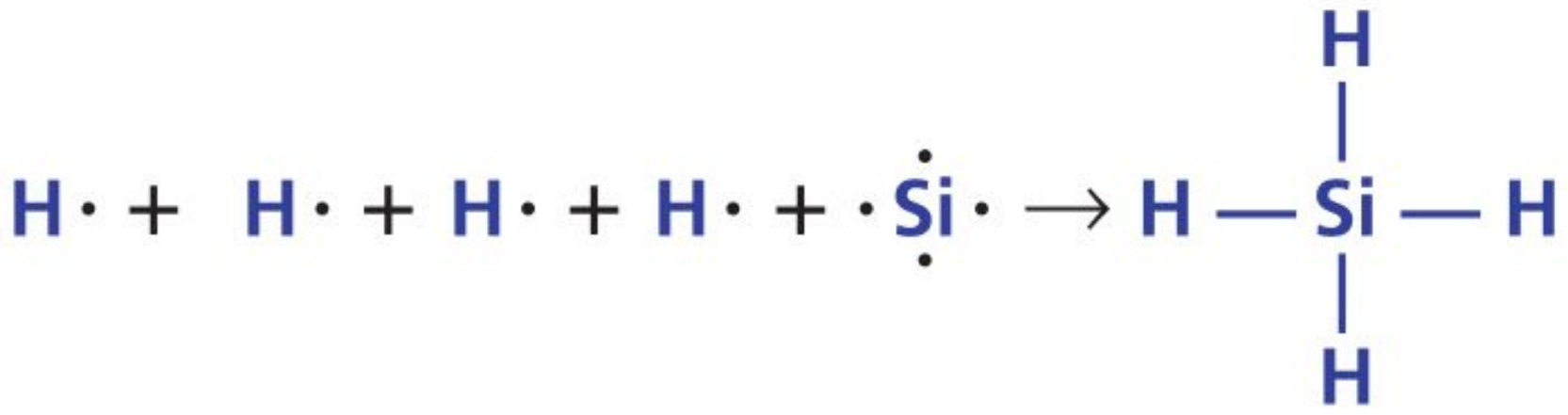
4. CCl_4



موقع واجباتي

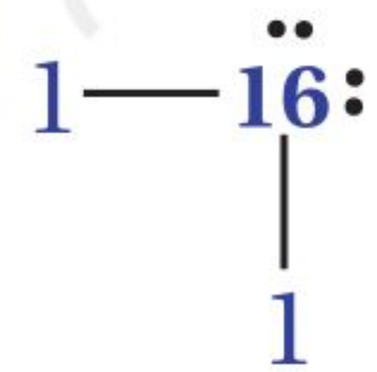
موقع واجباتي

5. SiH_4



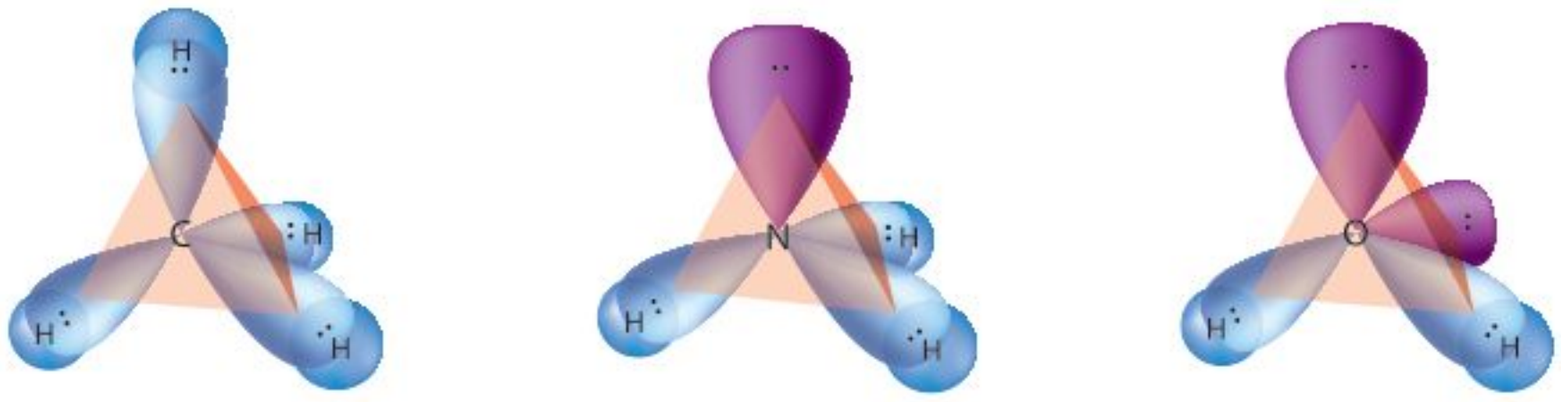
4. تحفيز ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.

باستعمال العددين 1 و 16 لتمثيل ذرات عناصر المجموعتين 1و16 على الترتيب، فإنّ الشكل المتكوّن هو:



موقع واجباتي

موقع واجباتي



الميثان CH_4 | الأمونيا NH_3 | الماء H_2O

الروابط التساهمية المتعددة Multiple Covalent Bonds

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

الروابط الثنائية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما. فعلى سبيل المثال، يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات. ويوضح **الشكل 5–8a** أن لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل. لذا تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بإلكترونين، ليصل المجموع إلى زوجين من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينهما. ويحتوي النيتروجين N_2 الثنائي الذرات على رابطة تساهمية ثلاثية. ويوضح **الشكل 5–8b** أنّ كل ذرة نيتروجين تشترك بثلاثة إلكترونات لتكون رابطة تساهمية ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى.

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

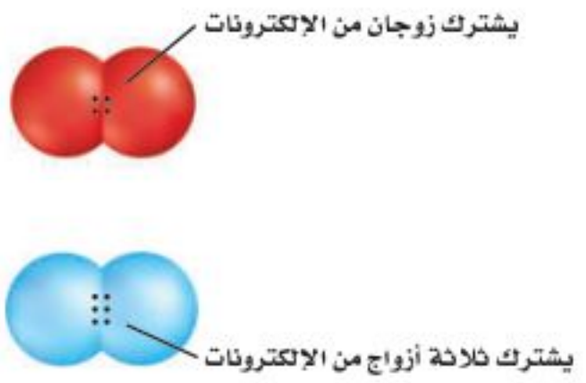
الشكل 5–7 تكونت روابط سيجما في كل من هذه الجزيئات عندما تداخلت مستويات ذرات الهيدروجين الذرية مباشرة (رأسًا مقابل رأس) مع مستويات الذرة المركزية.

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

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

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.



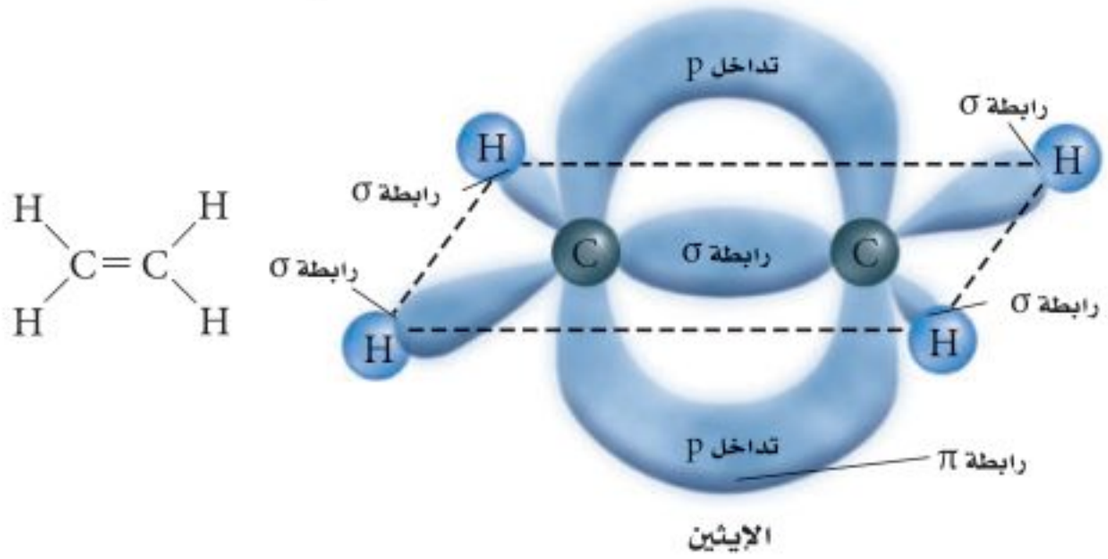
الشكل 5–8 تتكون الروابط التساهمية المتعددة عندما تشترك ذرتان بأكثر من زوج من الإلكترونات:

a. تكوّن ذرتان من الأكسجين رابطة ثنائية.

b. تكوّن ذرتان من النيتروجين رابطة ثلاثية.

موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 9–5 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 (جنبًا إلى جنب) بين مستويات p الفرعية. وينتج عن ذلك رابطة باي π.

من المهم أن نلاحظ أن الجزيئات التي لها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وروابط باي أيضًا. فالرابطة التساهمية الثنائية الموضحة في **الشكل 9–5** 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

تذكّر أن الرابطة التساهمية تتضمن قوى تجاذب وقوى تنافر. وفي الجزيء تتجاذب النوى مع الإلكترونات، وتتنافر النوى مع النوى الأخرى، كما تتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى أيضًا. 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.

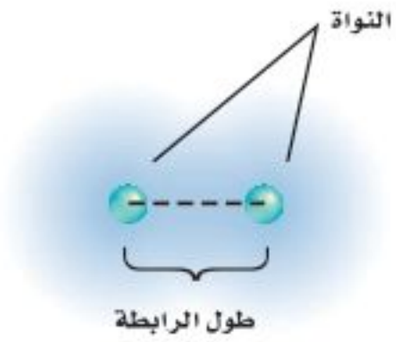
طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النواتين. وتعرف المسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين بطول الرابطة، كما في **الشكل 10–5**، حيث تعتمد قوة الرابطة على طول الرابطة وقوة التجاذب بين الذرتين، ويحدد ذلك بحجم الذرتين المترابطتين، وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة. ويوضح **الجدول 1–5** قائمة بأطوال الروابط لجزيئات الفلور F_2 والأكسجين O_2 والنيتروجين N_2. لاحظ أنه كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة. إن طول الرابطة وقوتها مرتبطان أحدهما مع الآخر؛ فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى. فالرابطة الأحادية للفلور F_2 أضعف من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2، وكذلك الرابطة الثنائية للأكسجين أضعف من الرابطة الثلاثية للنيتروجين.

ماذا قرأت؟ حدد العلاقة بين نوع الرابطة التساهمية وطولها.

الجدول 1-5 نوع وطول الرابطة التساهمية

الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10}\,m$
O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10}\,m$
N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10}\,m$

الشكل 10–5 يُقدّر طول الرابطة بالمسافة بين مركزي نواتي الذرتين المترابطتين.



الرابطة التساهمية الثلاثية أقصر من الرابطة التساهمية الثنائية، وهي أقصر كثيرا من الرابطة التساهمية الأحادية

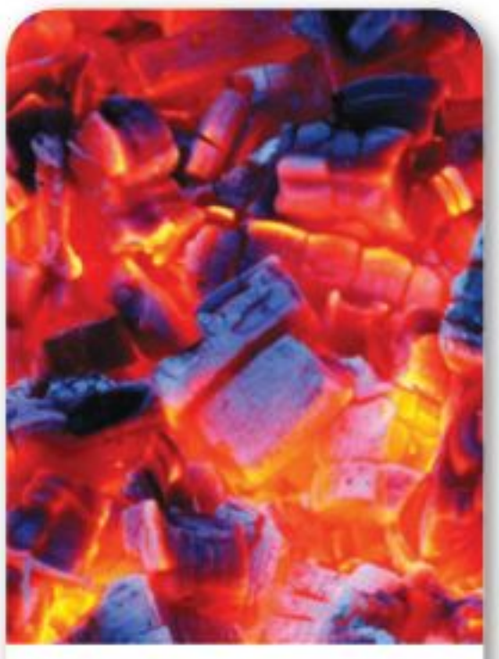
موقع واجباتي

موقع واجباتي

الجدول 2-5 طاقة تفكك الرابطة	
الجزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159 kJ/mol
O_2	498 kJ /mol
N_2	945 kJ /mol

الطاقة والروابط يحدث تغير في الطاقة عند تكوّن أو تكسير الروابط بين ذرات الجزيئات. وتنبعث الطاقة عند تكوّن الرابطة، إلا أننا نحتاج إلى الطاقة لكسرها. وتعرف الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة بـ "طاقة تفكك الرابطة" وهي مقدار موجب. ويبين **الجدول 2–5** طاقة تفكك الروابط لجزيئات كل من الفلور والأكسجين والنيتروجين.

وتبين طاقة تفكك الرابطة قوة الرابطة الكيميائية؛ بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة وطاقتها. ويشير **الجـدولان 1–5**، و**2–5**، إلى أنه كلما قل طول الرابطة زادت طاقة تفكك الرابطة، وأن مجموع طاقات تفكك الروابط جميعها في جزيء من مركبٍ ما يساوي مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في ذلك الجزيء. ويُحدّد إجمالي طاقة التفاعل الكيميائي بمقدار طاقة تفكك الروابط ومقدار طاقة تكوّنها. ويحدث **التفاعل الماص للطاقـة** عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيـك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلـة أكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكوّن الروابط الجديـدة في المواد الناتجة. أما **التفاعل الطارد للطاقة** فيحـدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكـوُّن روابط المواد الناتجة أكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة. أنظر **الشكل 11–5**.



الشـكل 11–5 يتطلب كسر رابطـة C–C في الفحم النباتي وكسر رابطة O–O في أكسجين الهـواء إلـى إضافة طاقـة. وعند احـتراق الفحـم في الأكسـجين يتكـون CO_2. ويصاحـب ذلـك إطلاق الطاقة على شـكل حرارة وضـوء. لـذا يعـد حـرق الفحـم في الأكسـجين تفاعـلاً طـاردًا للحرارة.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 5-1

7. الفكرة الرئيسة **حدّد** نوع الذرات التي تكوّن في الغالب روابط تساهمية.

تتكوَّن معظم الروابط التساهمية بين العناصر اللافلزية.

8. **صف** كيف تنطبق القاعدة الثمانية على الروابط التساهمية؟

تتشارك الذرات في إلكترونات التكافؤ، وتوصِل الإلكتروناتُ المشتركة كلَّ ذرة إلى حالة الثمانية.

9. **اشرح** باستخدام تركيب لويس كيف تتكون الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية؟

يجب أن توضِّح تراكيب لويس مشاركة زوج واحد من الإلكترونات، وزوجين، وثلاثة أزواج على الترتيب لكلٍّ من الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.

10. **قارن** بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية.

تُستخدَم إلكترونات التكافؤ في كلتا الرابطتين. ففي الروابط التساهمية تتشارك الذرات في الإلكترونات، في حين تنتقل الإلكترونات من ذرة إلى أخرى في الروابط الأيونية.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 5-1

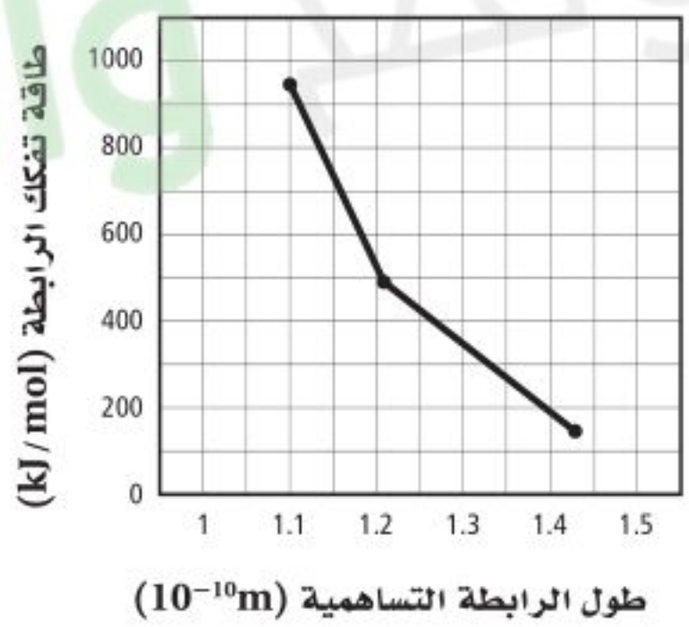
11. **قارن** بين روابط سيجما وروابط باي.

رابطة سيجما تساهمية أحادية تتكوَّن من التداخل المباشر (رأسًا مع رأس) للمستويات، في حين تتكوَّن رابطة باي من تداخل مستويات P بشكل متوازٍ (جنبًا إلى جنب).

12. طبق اســـتعن بالجدولين **1–5** و**2–5**، لرسم منحنىً بياني يمثل طاقة الرابطة مقابل طول الرابطة، ثم صف العلاقة بينهما.

يجب أن توضِّح الرسوم البيانيّة للطلاب أنه كلّما قَصُر طول الرابطة ازدادت طاقة تفكّكها.

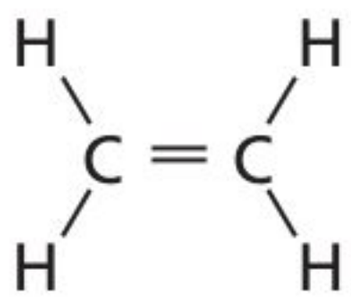
طول الرابطة التساهمية مقابل طاقة تفكك الرابطة



13. توقع طاقة تفكك الروابط التساهمية نسبيًّا لكل مما يأتي:

a. $H-C\equiv C-H$

b.



d. **تحتاج الرابطة C – H إلى طاقة أقلّ من الرابطة C≡C.**

e. **تحتاج الرابطة C–H إلى طاقة أقلّ من الرابطة C = C.**

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–2

الأهداف

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

مراجعة المفردات

الأيون الأكسجيني السالب: أيون يتكون من مجموعة من الذرات، وأحد عناصره في الغالب لا فلز متحد بذرة أو أكثر من الأكسجين.

المفردات الجديدة

الحمض الأكسجيني.

تسمية الجزيئات Naming Molecules

الفكرة الرئيسة **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 عمتك، بينما أخو والدتك يسمى خالك. وكما أن هذه العلاقات تحكمها قواعد في تسميتها فكذلك تحكم تسمية الجزيئات مجموعة من القواعد.

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات

Naming Binary Molecular Compounds

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

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 ثنائي النيتروجين ويستخدم في التخدير، واسمه الأكثر شيوعًا 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 3–5 قائمة بالبادئات الأكثر شيوعًا واستعمالاً. **ونظرًا إلى وجود ذرتي نيتروجين تُستخدم البادئة "ثنائي".**

الجدول 3-5 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)

موقع واجباتي

موقع واجباتك

مثال 2–5

تسمية مركبات الجزيئات الثنائية الذرات 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 سمِّ عناصر المركب.

العنصر الأول يُسمى باسمه الكامل. الفوسفور

العنصر الثاني يُضاف مقطع (يد) إلى أصل اسم العنصر أكسيد

عند جمع الاسمين معًا. 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 تدريبية

سمِّ كلًّا 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؟

الاجابة في الصفحة التالية

أسماء شائعة لبعض المركبات الجزيئية هل استمتعت يومًا بكأس باردٍ من أكسيد ثنائي الهيدروجين؟ لقد فعلت ذلك مرارًا، 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، وأُعطيت أسماء شائعة قبل تطوير النظام الحالي في تسمية المركبات. ومن المركبات التساهمية التي تعرف غالبًا باسمها الشائع بدلاً من اسمها العلمي الأمونيا NH_3 والهيدرازين N_2H_4 وأكسيد النيتريك NO.

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

ثلاثي هيدريد النيتروجين، رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين، أول أكسيد النيتروجين

سمِّ كلًّا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. CO_2 **ثاني أكسيد الكربون**

15. SO_2 **ثاني أكسيد الكبريت**

16. NF_3 **ثلاثي فلوريد النيتروجين**

17. CCl_4 **رباعي كلوريد الكربون**

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

As_2O_3

موقع واجباتي

موقع واجباتك

تسمية الأحماض Naming Acids

تكُون المحاليل المائية لبعض الجزيئات حمضية، ويُسمى المركب حمضًا 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 مضافًا إليها الخاتمة "يك". لذا فإن **HCl (الهيدروجين والكلور) يصبحان معًا هيدروكلوريك.**
2. تكون الكلمة الأولى دائمًا كلمة حمض، **لذا فإن محلول HCl في الماء يعرف باسم حمض الهيدروكلوريك.**

وعلى الرغم من أن تعبير ثنائي يشير إلى وجود عنصرين فقط، إلاَّ 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**. ولابد 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 "هيبو". 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 دائمًا كلمة حمض، **فجزيء HNO_3 (المكون من الهيدروجين وأيون النترات) يصبح حمض النيتريك.**

ويوضح **الجدول 4–5** كيف تتفق أسماء عدة أحماض أكسجينية مع هذه القواعد. ولاحظ أن الهيدروجين لا يذكر في عمود "اسم الحمض".

الجدول 4-5 تسمية الأحماض الأكسجينية

المركب	الأنيون الأكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	– يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	– وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نترات	– يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	– وز	حمض النيتروز

موقع واجباتك

موقع واجباتي

الجدول 5-5	صيغ بعض المركبات التساهمية وأسماؤها	
الصيغ الجزيئية	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H_2O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	أمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	هيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض الكلور	حمض الهيدروكلوريك

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

مسائل تدريبية

سمّ كلًّا من الأحماض الآتية مفترضًا أن جميعها تذوب في الماء.

19. HI **20.** $HClO_3$ **21.** $HClO_2$ **22.** H_2SO_4 **23.** H_2S

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيريوديك؟

الاجابة في الصفحة التالية

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات

Writing Chemical Formulas from Names

يُظهرُ اسم المركب الجزيئي تركيبه، ويُعدّ هذا مهمًّا 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 أيضًا 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؟

الاجابة في الصفحة التالية

موقع واجباتي

موقع واجباتي

مسائل تدريبية

سمّ كلًّا من الأحماض الآتية مفترضًا أن جميعها تذوب في الماء.

19. HI — **حمض الهيدرويوديك**

20. $HClO_3$ — **حمض الكلوريك**

21. $HClO_2$ — **حمض الكلوروز**

22. H_2SO_4 — **حمض الكبريتيك**

23. H_2S — **حمض الهيدروكبريتيك**

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيريوديك؟

HIO_4

مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة. **$AgCl$**

26. أكسيد ثنائي الهيدروجين. **H_2O**

27. ثلاثي فلوريد الكلور. **ClF_3**

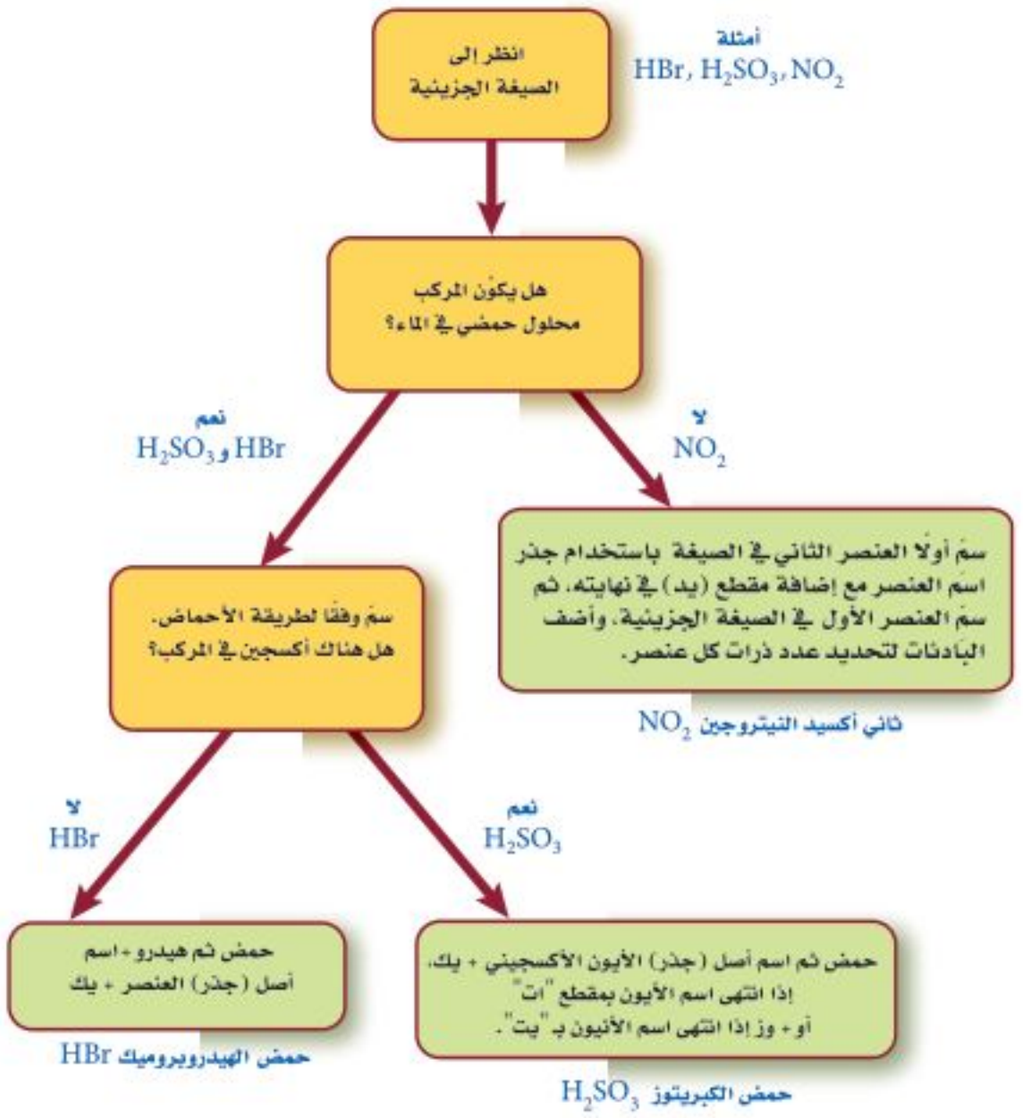
28. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور. **P_2O_3**

29. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت. **S_2F_{10}**

30. تحفيز ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟ **H_2CO_3**

موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 12–5 تستعمل خريطة المفاهيم هذه لتسمية المركبات الجزيئية في حال معرفة صيغها الكيميائية.

طبق أي المركبات في الشكل حمض أكسجيني، وأيها حمض ثنائي؟

H_2SO_3 حمض أكسجيني، HBr حمض ثنائي.

ويتعين عليك لتسمية الأحماض الأكسجينية –وهي الأحماض التي تحتوي على أنيون الأكسجين– أن تعرف الأسماء الشائعة للأنيون الأكسجيني أولاً.

يساعد **الشكل 12–5** على تحديد اسم المركب الجزيئي التساهمي، ولاستخدام خريطة المفاهيم ابدأ من القمة وطبق الإرشادات الموجودة في الأشكال الملونة، حتى تحدد اسم المركب المطلوب.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 5-2

31. الفكرة الرئيسة لخص القواعد المستخدمة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية العناصر.

سمِّ أولاً العنصر الثاني في الصيغة باستخدام جذر اسم العنصر مع إضافة مقطع (يد) في نهايته، ثُمّ سمِّ العنصر الأول في الصيغة الجزيئية، وأضف البادئات لتحديد عدد ذرات كلّ عنصر.

32. عرف المركب الجزيئي الثنائي.

هو مركّب 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 تسمي الجزيء N_2O_4، باستخدام قواعد تسمية المركب الجزيئي الثنائي.

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

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 5-2

35. طبق اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية: حمض الأيوديك، ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت، أكسيد ثنائي النيتروجين، حمض الهيدروفلوريك.

حمض الأيوديك HIO_3

ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت S_2O_3

أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O

حمض الهيدروفلوريك HF

36. اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية:

a. ثلاثي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_3

b. أكسيد النيتروجين NO

c. حمض الهيدروكلوريك HCl

d. حمض الكلوريك $HClO_3$

e. حمض الكبريتيك H_2SO_4

f. حمض الكبريتوز H_2SO_3

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–3

الأهداف

- **تطبق** الخطوات الرئيسة لرسم تركيب لويس.
- **تحدد** الجزيئات التي تحدث فيها ظاهرة الرنين.
- **تحدّد** ثلاث حالات لجزيئات تشذ عن القاعدة الثمانية، وتسمي هذه الجزيئات.

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

التراكيب الجزيئية Molecular Structures

الفكرة الرئيسة **تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معًا داخل الجزيء.**

الربط مع الحياة لعلك – عندما كنتَ صغيرًا – قد لعبت بقطع المكعبات التي تُركَّب بطرائق محددة. إن شكل المجسم الذي بنيته يعتمد على طرائق تركيب هذه المكعبات. بطريقة مشابهة يتم بناء الجزيئات من ذراتها.

الصيغ البنائية Structural Formulas

تخبرنا الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية عن أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط. ولمعرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية تستعمل النماذج في تمثيل الجزيء. ويبين **الشكل 13–5** 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 لتعرّف الذرّات 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 تراكيب لويس. إلا أننا نحتاج إلى بناء أكثر من تركيب لتحديد أشكال الجزيئات.

الشكل 13–5 يمكن استخدام هذه النماذج جميعها لتوضيح أماكن الذرات والإلكترونات لجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين). **قارن** بين المعلومات المبينة في كل نموذج.

PH_3

الصيغة الجزيئية

$$\begin{array}{c} H-P-H \\ | \\ H \end{array}$$

الصيغة البنائية

نموذج ملء الفراغ الجزيئي

نموذج لويس

نموذج الكرة-العصا

$$\begin{array}{c} H-P-H \\ | \\ H \end{array}$$

تركيب لويس

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 إلكترونات التكافؤ في صورة أزواج من الإلكترونات المترابطة، وأزواج من الإلكترونات غير المترابطة. ويبين نموذج ملء الفراغ الجزيئي الحجم النسبي للذرات

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تراكيب لويس على الرغم من سهولة رسم تراكيب لويس لمعظم المركبات المكونة من اللافلزات إلا أنه من المفيد أن نتّبع 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 الجزئ هي ذرات جانبية.

يكون الهيدروجين دائمًا ذرة جانبية؛ لأنه يشارك بإلكترون واحد من الإلكترونات، ويتصل بذرة واحدة فقط.

2. حدد عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين روابط؛ إذ يساوي هذا العدد الكلي لإلكترونات تكافؤ الذرات الموجودة في الجزيء.
3. حدد عدد أزواج إلكترونات الربط. ولتحديد هذا العدد اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة 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 لتحقق 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 حوّل زوجًا أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية، فتبقى هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الجانبية، وكذلك مع الذرة المركزية. تذكّر أن الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكوّن روابط ثنائية وثلاثية.

طبق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3–5 و4–5 لمعرفة كيف طبقت هذه الخطوات في حل المسائل.

موقع واجباتي

موقع واجباتك

مثال 3–5

تركيب لويس لمركب تساهمي له روابط أحادية. تستخدم الأمونيا بوصفها خامًا لصناعة العديد من المواد الأخرى، ومنها مواد التنظيف والأسمدة والمتفجرات. ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3.

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الإجمالي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

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

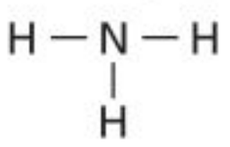
هناك 8 إلكترونات تكافؤ موجودة للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي. وللقيام بذلك اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة 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.

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

4 أزواج (المجموع الكلي) – 3 أزواج مستخدمة = زوج واحد غير رابط

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

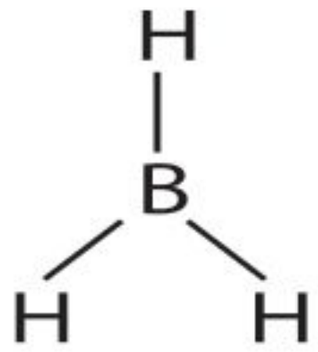
ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

3 تقويم الإجابة

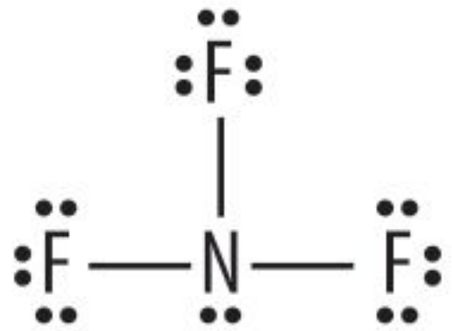
تشــارك كل ذرة هيدروجين بزوج واحد من الإلكترونات. وتشارك ذرة النيتروجين المركزية بثلاثة أزواج من الإلكترونات، ولها زوج واحد غير رابط للحصول على حالة الثمانية المستقرة.

مسائل تدريبية

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3.



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



موقع واجباتك

موقع واجباتي

مثال 4–5

تركيب لويس لمركب تساهمي يحتوي روابط متعددة ثاني أكسيد الكربون هو ناتج عملية تنفس الخلايا في الجسم. ارسم تركيب لويس لجزيء CO_2.

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

لإيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ الموجودة

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

لذا، فهناك 16 إلكترون تكافؤ متوافر للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي بقسمة عدد الإلكترونات المتوافرة على 2.

$$\frac{16 \text{ إلكترونًا}}{2 \text{ إلكترون/ زوج}} = 8 \text{ أزواج}$$

هناك 8 أزواج من الإلكترونات متوافرة للترابط.

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

O – C – O

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 غير الرابطة.

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 يكوِّن الجزيء روابط ثنائية.

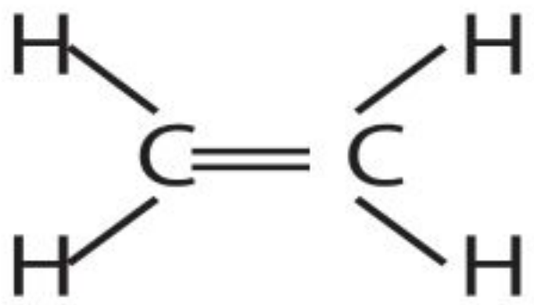
استخدم زوجًا غير مرتبط من كل ذرة أكسجين لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون

3 تقويم الإجابة

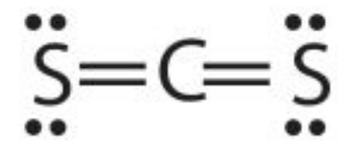
حقّق كل من الكربون والأكسجين القاعدة الثمانية.

مسائل تدريبية

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.



موقع واجباتي

موقع واجباتي

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 المركبات التساهمية. 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 5–5

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

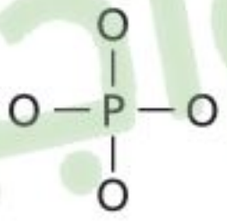
أوجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

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

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.

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

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



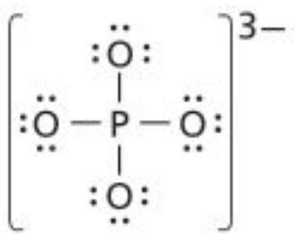
اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوفرة.

16 زوجًا (المجموع الكلي)– 4 أزواج مستخدمة = 12 زوجًا غير رابطًا

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 هي3–.

مسائل تدريبية

41. ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+.

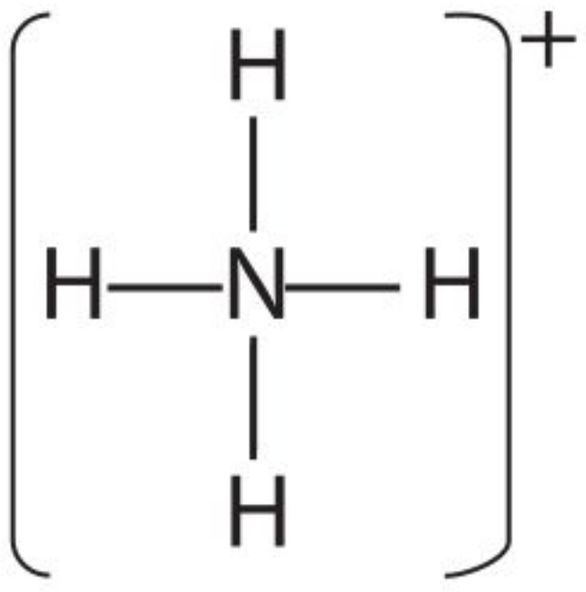
42. تحفيز يحتوي أيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.

الاجابة في الصفحة التالية

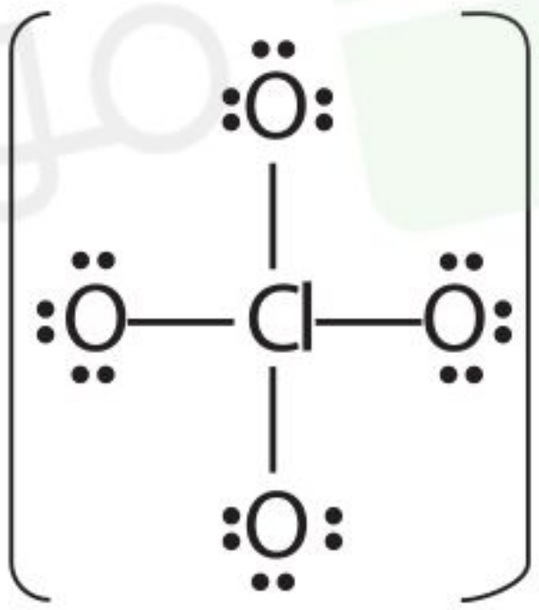
موقع واجباتي

موقع واجباتي

41. ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+.

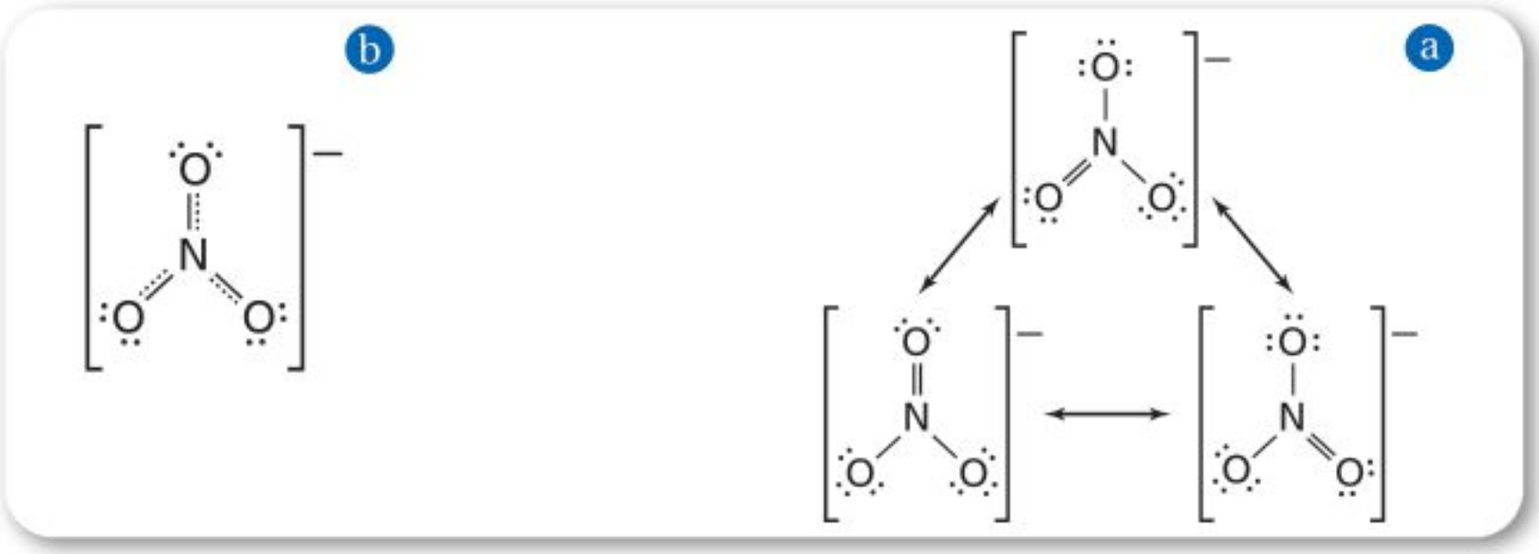


42. تحفيز يحتوي أيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.



موقع واجباتي

موقع واجباتي



الشكل 14–5 أشكال الرنين لأيون النترات 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 المنقطة 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–5** ثلاث أشكال متكافئة، يمكن استعمالها لتمثيل هذا الأيون.

الرنين حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون.

ويشار 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 O_3 والأيونات المتعددة الذرات NO_3^- ، NO_2^- ، SO_3^{2-} ، 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–5**، 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 أنّ الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين.

مسائل تدريبية

ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

43. NO_2^- **44.** SO_2 **45.** O_3

46. تحفيز ارسم أشكال رنين لويس للأيون SO_3^{2-}

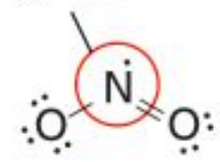
استثناءات القاعدة الثمانية Exceptions to the Octet Rule

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 تكوّن ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. فمثلاً: NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين، أيْ أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ، لذا لا يمكنه تكوين عددٍ صحيح من أزواج الإلكترونات. انظر **الشكل 15–5**. وتعد ClO_2، NO أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد.

الشكل 15–5 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 القاعدة الثمانية. فهي تحتوي على سبعة إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

القاعدة الثمانية غير مكتملة



الاجابة في الصفحة التالية

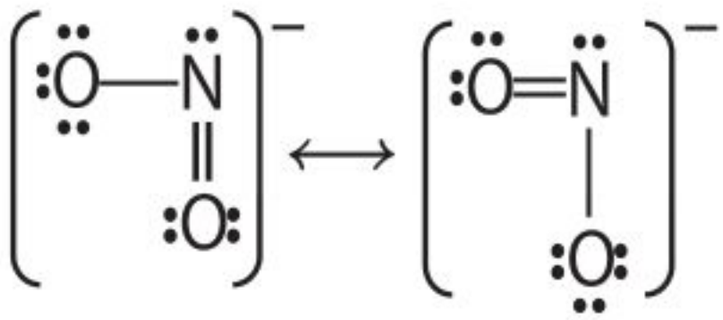
موقع واجباتي

موقع واجباتي

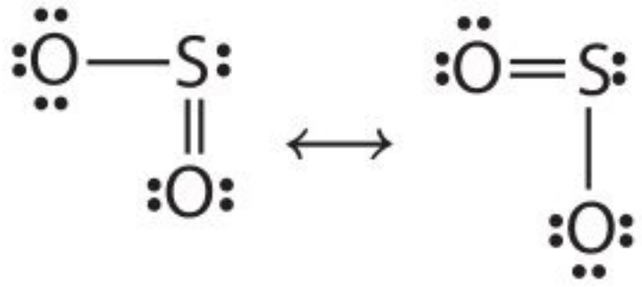
مسائل تدريبية

ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

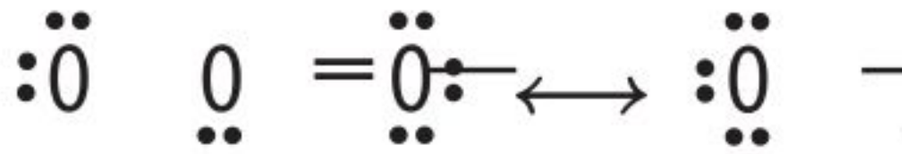
43. NO_2^-



44. SO_2



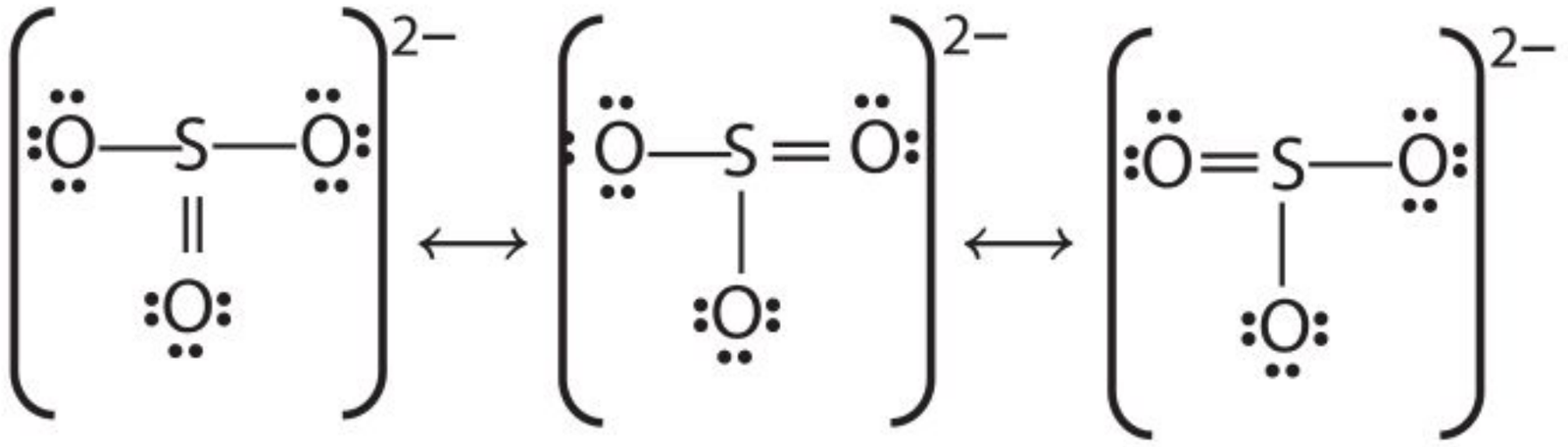
45. O_3



46. تحفيز ارسم أشكال رنين لويس للأيون SO_3^{2-}

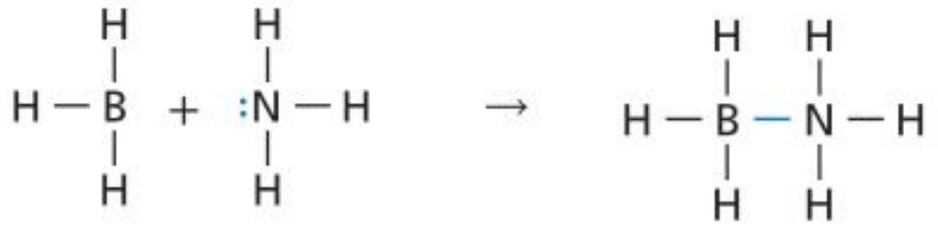
.

3



موقع واجباتي

موقع واجباتي



تشارك ذرة النيتروجين بإلكترونيها لتكوّن رابطة تساهمية تناسقية.

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

الشكل 16–5 في تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا، تقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.

فسّر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في هذا الجزيء القاعدة الثمانية؟

نعم، كل ذرة مشاركة في الرابطة لها ثمانية إلكترونات.

حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات

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 BH_3. يوجد البورون في المجموعة 13، وهو عنصر شبه فلزي، ويكوّن ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لا فلزية أخرى.

تتشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط؛ أي لا تتبع القاعدة الثمانية. وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل، لأنّ لها القابلية لاستقبال زوج من الإلكترونات من ذرة أخرى.

تتكون **الرابطة التساهمية التناسقية** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرةً أخرى أو أيونًا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكوّنا ترتيبًا إلكترونيًّا مستقرًّا بأقل طاقة وضع. انظر **الشكل 16–5**، عادة ما تكوِّن 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. ويبين **الشكل 17–5** كيف تصل ذرة الفوسفور في جزيء 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 SF_6 الذي يحتوي على ست روابط تتشارك في 12 إلكترونًا في مستوى s وثلاثة مستويات p، واثنين من مستويات d.

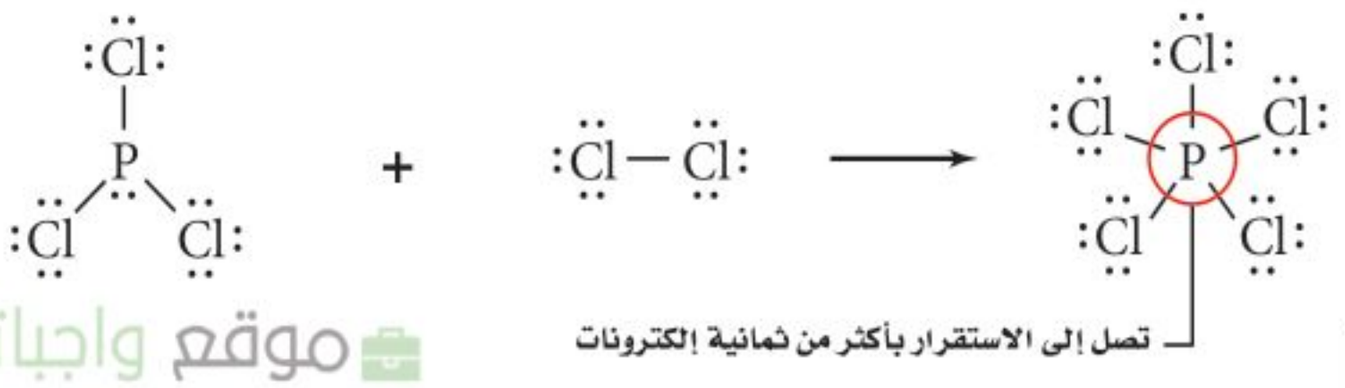
وعندما نرسم بناء لويس لهذه المركبات فإما أن نضيف أزواج إلكترونات غير رابطة للذرة المركزية، أو أن يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزيء.

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

يحوي الجزيء عددا فرديا من إلكترونات التكافؤ، ويكون الجزيء في حالة الاستقرار بعدد أقل من ثمانية إلكترونات تكافؤ، والجزيء يكون مستقرا بأكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية الممتدة).

المركبات التساهمية

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية



تصل إلى الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات

الشكل 17–5 قبل تفاعل PCl_3 و Cl_2 تتبع كل ذرة في المادة المتفاعلة القاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج PCl_5 الذي لا تتبع ذرة الفوسفور فيه القاعدة الثمانية.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

مثال 6–5

تراكيب لويس: استثناءات القاعدة الثمانية الزينون غاز نبيل، يكوّن 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 يُكون الذرة المركزية.

2 حساب المطلوب

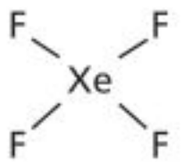
يجب أن نجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ.

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

حدد العدد الكلي لأزواج الربط.

$$\frac{36 \text{ إلكترونًا}}{2 \text{ إلكترون / زوج}} = 18 \text{ زوجًا}$$

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



حدد عدد الأزواج غير الرابطة

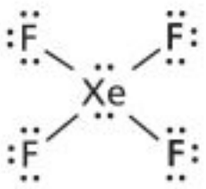
18 زوجًا (المجموع الكلي) – 4 أزواج مستخدمة = 14 زوجًا غير رابط

أضف ثلاثة أزواج إلكترونات إلى كل ذرة F.

وأوجد عدد الأزواج غير الرابطة.

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

ضع الزوجين المتبقيين على ذرة Xe المركزية.



3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية:

47. ClF_3

48. SO_3

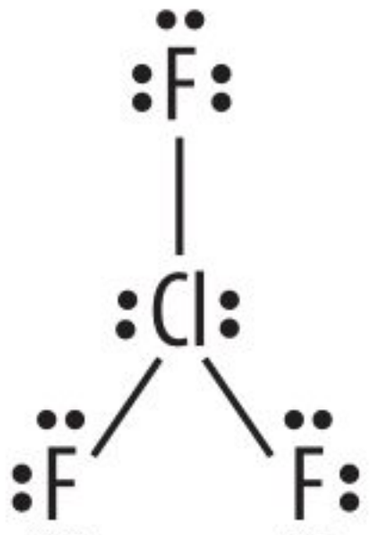
49. تحفيز ارسم تراكيب لويس للجزيء الناتج عن ارتباط 6 ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية.

الاجابة في الصفحة التالية

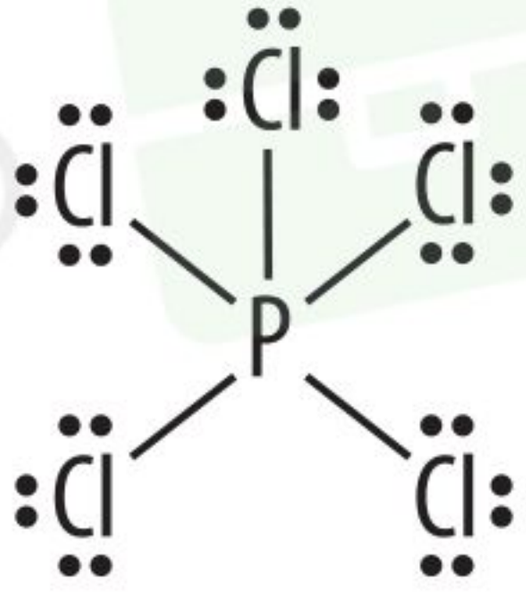
موقع واجباتي

ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية:

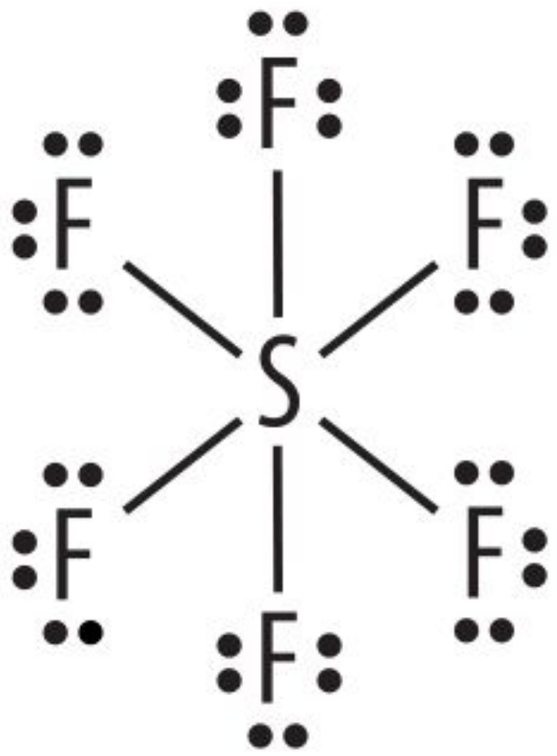
47. ClF_3



48. $PC1_5$



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



موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 5-3

50. الفكرة الرئيسة صف المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية للجزيء.

عدد الذرات وأنواعها، وشكل تقريبيّ للجزيء.

51. اذكر الخطوات الضرورية لرسم تراكيب لويس.

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

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.

قاعدة الثمانية المتدّة (أكثر من ثمانية إلكترونات)؛ PI_5، عدد فردي من إلكترونات التكافؤ؛ ClO_2، أقلّ من ثمانية إلكترونات؛ BF_3.

موقع واجباتي

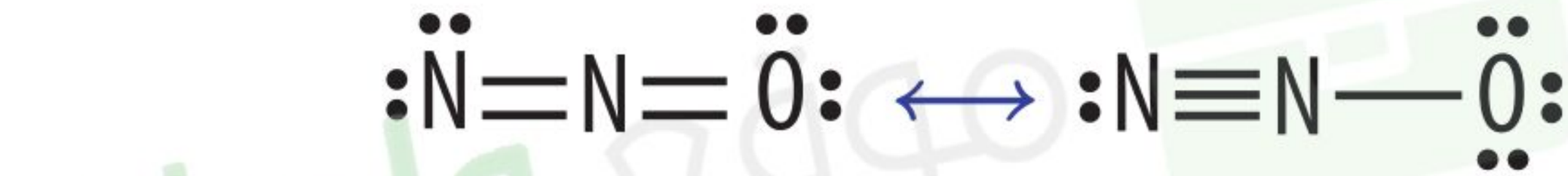
موقع واجباتي

التقويم 3-5

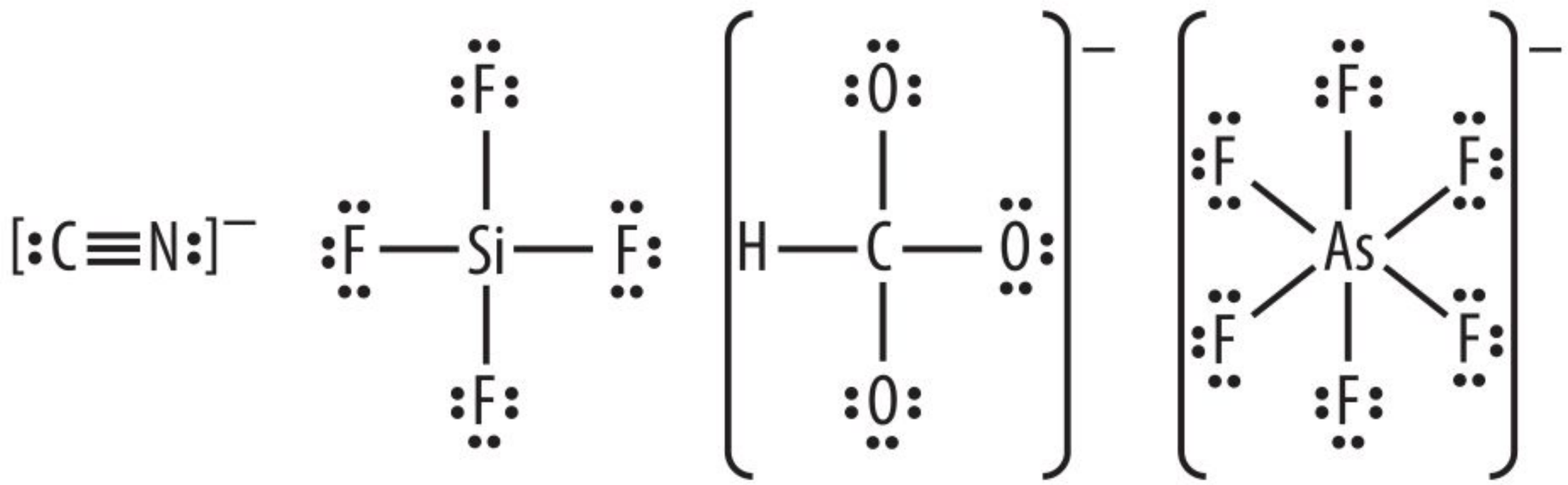
53. قوّم يزعم أحد الطلاب أن المركبات الثنائية التي تحتوي على روابط سيجما فقط يمكنها إظهار خاصية الرنين. هل هذه العبارة صحيحة؟

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

54. ارسم أشكال الرنين لجزيء أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O.



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



موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–4

الأهداف

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

الربط مع الحياة لعلك يومًا دلكت بالونين بشعرك وأنت تلعب. هل رأيت كيف يتنافر البالونان بسبب شحنتيهما المتشابهتين، ويبتعد 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 معًا 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 بحجوم متماثلة ومربوطًا بعضها مع بعض كما في **الشكل 18–5**؛ حيث يمثل كل بالون منطقة كثافة إلكترونية، وتمنع قوة تنافر منطقة الكثافة الإلكترونية الإلكترونات الأخرى من دخولها. وعندما تتصل مجموعة من البالونات بنقطة مركزية، وهي تمثل الذرة المركزية فمن الطبيعي أن تأخذ هذه البالونات شكلاً يقلل من التصادم بينهما.

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 أيضًا في تحديد شكل الجزيء؛ إذ تحتل هذه الإلكترونات مستوياتٍ أكبر قليلًا مقارنة بالإلكترونات المشتركة. لذا تضغط أزواج الإلكترونات غير الرابطة مستويات الربط المشتركة بين الذرات.

الشكل 18–5 تبتعد أزواج الإلكترونات في الجزيء بعضها عن بعض قدر ما أمكن ذلك، كما هو مبين في ترتيب البالونات. إذ يكوّن زوجان شكلًا خطيًّا، وتكوّن ثلاثة أزواج شكل مثلث مستوٍ، في حين تكوّن أربعة أزواج شكلاً رباعي الأوجه منتظمًا.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الربط مع علم الأحياء يعد شكل جزيئات الطعام عاملاً مهمًّا في تحديد طعمها، حيث تغطي براعم التذوق سطح اللسان، ويحتوي كل برعم ما بين 50 إلى 100 من خلايا مستقبلات الذوق. وتحدد خلايا مستقبلات التذوق 5 نكهات، هي الحلو والمر والمالح والحامض ونكهة طعم جلوتومات الصوديوم الأحادية MGS. وتستجيب كل خلية مستقبلة للذوق نكهة واحدة فقط.

تتحدد أشكال جزيئات الطعام اعتمادًا على تركيبها الكيميائي. وحينما يدخل الجزيء نسيج التذوق يجب أن يكون له الشكل الصحيح لتتمكن كل خلية عصبية من تمييزه، وإرسال رسالة إلى الدماغ الذي يحللها بوصفها نكهة معينة. وعندما ترتبط هذه الجزيئات بمستقبلات الطعم الحلو يكون مذاقها حلوًا. وكلما ازداد عدد جزيئات الطعام المرتبطة بمستقبلات الطعم الحلو زادت حلاوة الطعام. فالسكر والمُحلِّيات المصنعة ليست الجزيئات الحلوة الوحيدة؛ فبعض البروتينات الموجودة في الفاكهة جزيئات حلوة الطعم. ولقد تم إدراج بعض أشكال الجزيئات المعروفة في الجدول 6–5.

التهجين Hybridization

يحدث التهجين عند دمج شيئين معًا، حيث يكون للشيء الهجين خواص كلا الشيئين معًا. فالسيارات الهجينة 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، وتوزيعها الإلكتروني هو $[He]2s^2 2p^2$. وربما تتوقع أن يرتبط الإلكترونان المنفردان من p بذرات أخرى، وأن تبقى إلكترونات 2s أزواجًا غير مرتبطة. ولكن يحصل لذرات الكربون عملية **التهجين**، حيث تختلط المستويات الفرعية لتكوّن مستوياتٍ مهجّنة جديدة متماثلة.

يبين **الشكل 19–5** المستويات الهجينة في ذرة الكربون، حيث يحتوي كل مستوى مهجن على إلكترون واحد يمكن أن يشترك به مع ذرة أخرى، ويُسمى بالمستوى المهجن sp^3 لأنه يتكون من المستوى s وثلاثة مستويات p. ويعد الكربون أشهر العناصر التي تخضع لعملية التهجين. ويكون عدد المستويات التي تختلط معًا وتكوّن المستوى المهجن مساويًا لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات، كما في **الجدول 6–5**. بالإضافة إلى ذلك يكون عدد المستويات المهجنة الناتجة مساويًا عدد المستويات المتداخلة.

فعلى سبيل المثال، لـ $AlCl_3$ ثلاثة أزواج من الإلكترونات، ويتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء مثلثًا مستويًا. وينتج هذا الشكل عند تداخل المستوى الفرعي s مع مستويين فرعيين من p في الذرة المركزية Al وتكوين ثلاثة مستويات هجينة متشابهة من نوع sp^2. تحتل الأزواج غير المرتبطة مستوياتٍ مهجنة أيضًا. قارن بين المستويات المهجنة في H_2O و $BeCl_2$ الموجودة في **الجدول 6–5**، 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.

تذكّر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة، ورابطة باي أو أكثر. تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مستوياتٍ مهجنة مثل sp و sp^2، أما بقية مستويات p غير المهجنة فتكوّن روابط باي (π). 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.

واحد

المفردات

أصل الكلمة

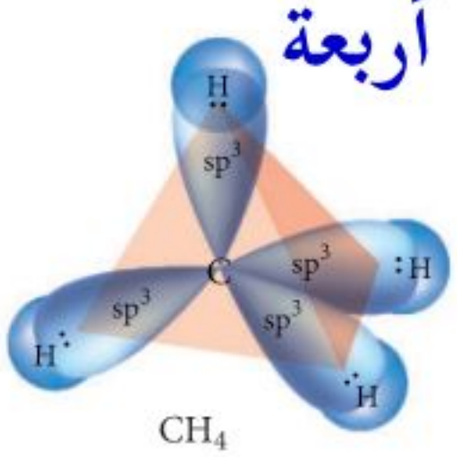
مثلث مستوٍ Trigonal planner

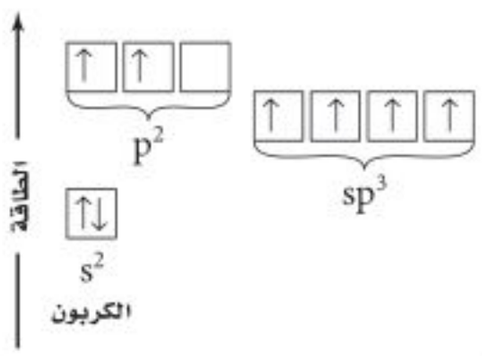
من أصل لاتيني trigonum، وتعني شكلًا له ثلاث زوايا في سطح مستوٍ.

الشكل 19–5 تشغل إلكترونات ذرة الكربون الموجودة في المستويات 2s و 2p مستوياتٍ مهجنة من نوع sp^3. لاحظ أن قيمة طاقة المستويات المهجنة تعادل متوسط طاقة وضع مستويات s و p الأصلية. وتبعًا لنظرية VSEPR فإن الشكل الرباعي الأوجه المنتظم يقلل التنافر بين المستويات المهجنة في جزيء CH_4.

حدد كم وجهًا يحتوي شكل جزئ الميثان الناتج عن مستويات sp^3.

أربعة



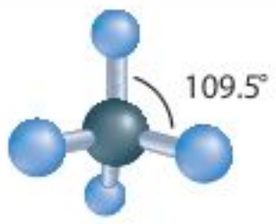
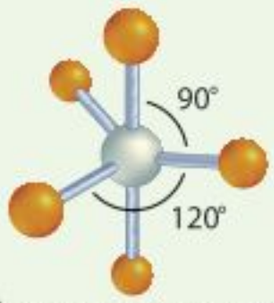
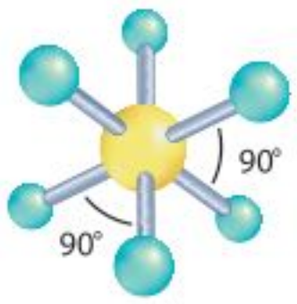


موقع واجباتي

موقع واجباتي

تمثل الكـرات الـذرات، وتمثل العصي الروابـط، وأما الفلقـات (الفصوص) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الجدول 6-5 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	 رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	منحن
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	 ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	 ثماني الأوجه منتظم

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المرتبطة مع ذرة Be المركزية. لذا تكون إلكترونات الرابطة على أبعد مسافة ممكنة بينها، وزاوية الرابطة 180° وشكل الجزيء خطيًا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5° .

لجزيء PH_3 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 رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°.مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات الرابطة، لذا يقلّل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات المشتركة.

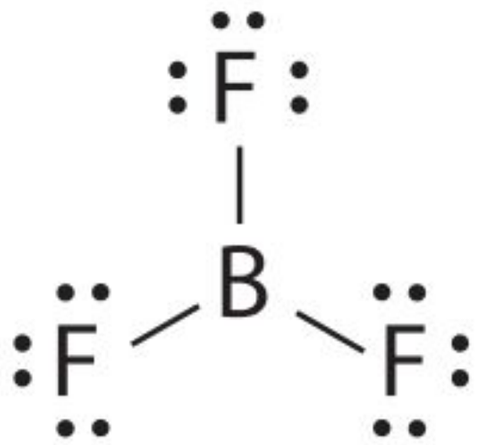
ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير رابطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج رابطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

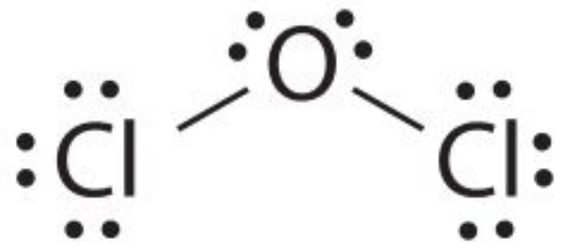
ما شكل الجزيء، ومقدار زاوية الرابطة، والمستويات المهجنة في كل مما يأتي:

56. BF_3

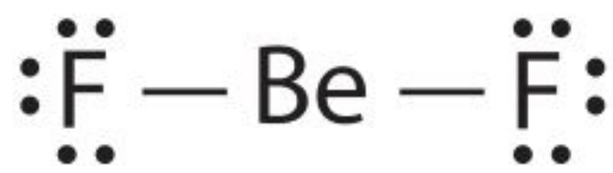


موقع واجباتي

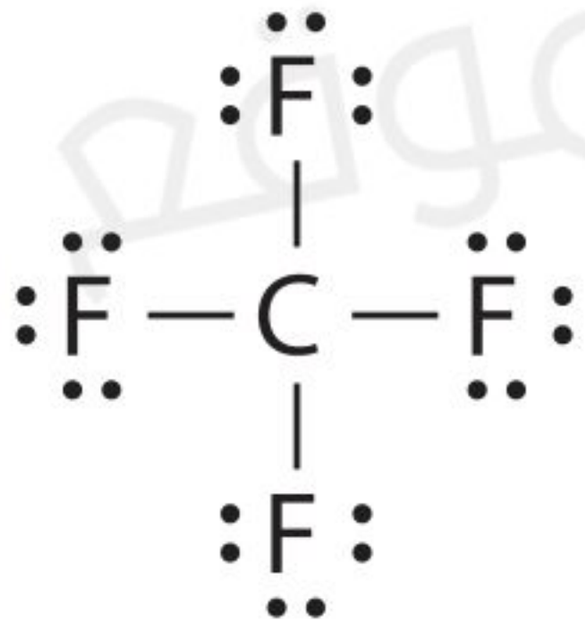
57. OCl_2 **منحنٍ،** 140.5°، sp^3



58. BeF_2 **خطي،** 180°، sp

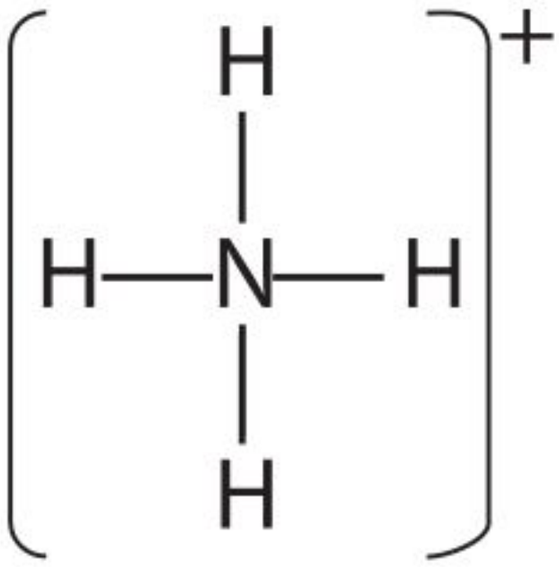


59. CF_4 **رباعي الأوجه منتظم،** 109°، sp^3



60. تحفيز ما شكل أيون NH_4^+ وقيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين؟

رباعي الأوجه منتظم، 109°، sp^3



موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 4-5

61. الفكرة الرئيسة **لخص** فكرة نموذج VSEPR للترابط.

تُحدِّد نظرية VSEPR شكل الجزيئات استنادًا إلى طبيعة التنافر بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

62. **عرِّف** زاوية الرابطة.

هي الزاوية المحصورة بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية.

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

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

64. **قارن** بين حجم المستوى الذي يحتوي زوج إلكترون مشتركًا وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير رابط.

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

65. **حدّد** نوع المستويات المهجنة وزوايا الروابط في جزيء له شكل رباعي الأوجه منتظم.

sp^3، و 109°

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 4-5

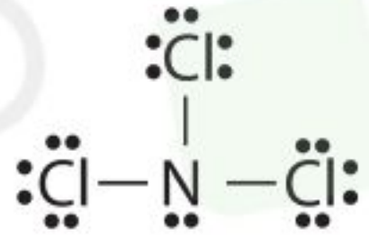
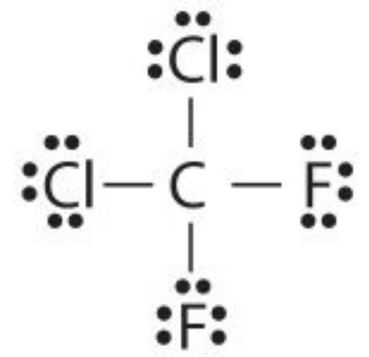
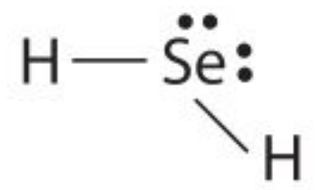
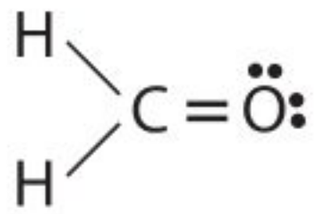
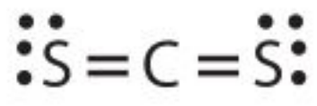
66. قارن بين شكل الجزيء والمستويات المهجنة لكل من PF_3 و PF_5. واشرح الفرق بين شكليهما.

PF_3 مثلثي هرمي والمستويات الهجينة فيه من نوع sp^3.

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

يحُدَّد الشكل من خلال نوع مستويات التهجين.

67. نظِّم كلًّا مما يأتي في جدول: تركيب لويس، شكل الجزيء وزاوية ربط المستويات المهجنة لكل من: NCl_3، و CCl_2F_2 ، و H_2Se ، و CH_2O ، و CS_2.

الجزيء	تركيب لويس	شكل الجزيء	زاوية الربط	المستويات المهجنة
NCl_3		مثلثي هرمي	107°	sp^3
CCl_2F_2		رباعي الأوجه منتظم	109°	sp^3
H_2Se		منحنٍ	104.5°	sp^3
CH_2O		مثلث مستوٍ	120°	sp^2
CS_2		خطي	180°	sp

موقع واجباتي

موقع واجباتي

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–5

الأهداف

- **تصف** كيف تستخدم الكهروسالبية لتحديد نوع الرابطة.
- **تقارن** بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية، والجزيئات 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

الكهروسالبية والقطبية
Electronegativity and Polarity

الفكرة الرئيسة **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 Characteristics

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 20–5**، 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 علميًّا في المختبر.

الكهروسالبية يوضح الجدول الدوري في **الشكل 20–5** قيم الكهروسالبية للعناصر. لاحظ أن للفلور F أعلى قيمة للكهروسالبية 98. 3 في حين أن للفرانسيوم Fr أقل قيمة 7. 0. 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 –ومنها الزينون– مع الذرات التي لها قيم كهروسالبية عالية مثل الفلور.

قيم الكهروسالبيّة لمجموعة من عناصر الجدول الدوريّ

1 H 2.20																
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16
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														

فلزّ
شبه فلزّ
لافلزّ

الشكل 20–5 تحسب قيم الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن مقادير الكهروسالبية لسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات غير ظاهرة في الجدول لكنها تتراوح بين 1.12 و1.7.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الجدول 7-5 فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة	
فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
0.4 – 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

نـوع الرابطـة لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة.

ويبين **الجدول 7–5** إمكانية توقع نوع الرابطة باستعمال فرق الكهروسالبية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق الكهروسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرًا، وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتعد هذه الرابطة **تساهمية غير قطبية** أو تساهمية نقية.

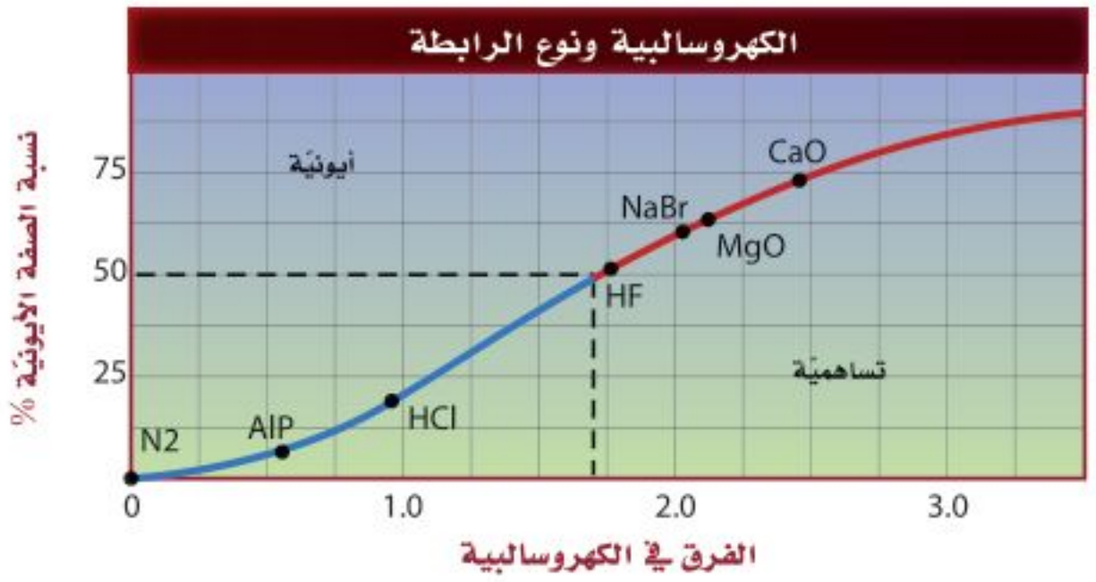
وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم كهروسالبية مختلفة لذا لا يتوزع زوج إلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع **رابطة تساهمية قطبية**. وعندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى، مما يؤدي إلى تكوُّن 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 لافلزان معًا. ويلخص **الشكل 21–5** 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؟ حلّل ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة تساهمية نقية؟

0%



الشكل 21–5 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

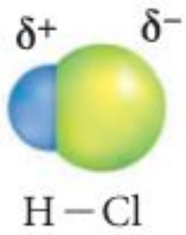
حدد نسبة الصفة الأيونية للرابطة في أكسيد الكالسيوم. **74% تقريبا**

موقع واجباتي

موقع واجباتك

الشكل 22–5 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.

الكهروسالبية	Cl = 3.16
الكهروسالبية	H = 2.20
الفرق	= 0.96



الروابط التساهمية القطبية Polar Covalent Bonds

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

ويستخدم الحرف الإغريقي δ ليمثل الشحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية. وتمثل δ^- شحنة جزئية سالبة، في حين تمثل δ^+ شحنة جزئية موجبة. وتضاف δ^- و δ^+ إلى الشكل الجزيئي لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية، كما في **الشكل 22–5**. 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 الجزيئية تكُون 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. وتبعًا لمعلومات **الشكل 20–5**. 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 O – H وروابط C – Cl جميعها روابط تساهمية قطبية.

$\delta^+ \quad \delta^-$ $\qquad$ $\delta^+ \quad \delta^-$

H–O $\qquad$ C–Cl

واعتمادًا 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؟

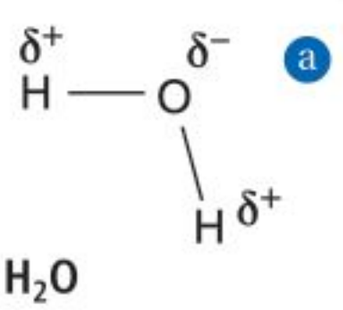
يمتلك الماء جزيئات تساهمية قطبية تتأثر بالمجال الكهربائي الناتج عن بالون مشحون

مهن في الكيمياء

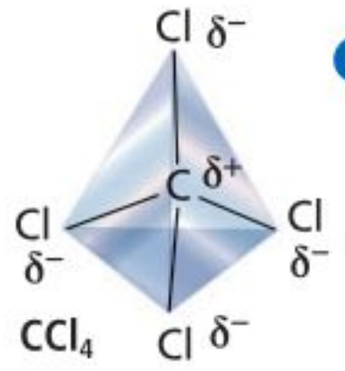
كيميائيو التغذية يجب على كيميائي التغذية معرفة كيف تتفاعل المواد وتتغير تحت الظروف المتنوعة. يعمل معظم كيميائي التغذية لدى الشركات الصانعة لنكهات الطعام والشراب. ويتم تدريبهم مدة خمس سنوات في مختبرات التغذية، وعليهم اجتياز اختبار شفوي، ثم العمل تحت إشراف خبير آخر مدة سنتين.

موقع واجباتك

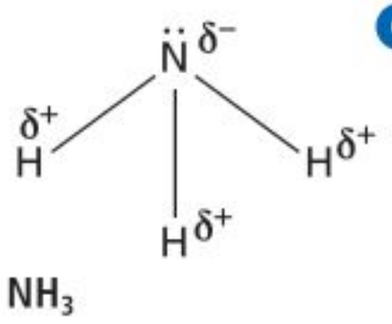
موقع واجباتك



a يجعل الشـكل المنحني جزيء الماء قطبيًا.



b ينتج عن تماثل جزيء CCl_4 تساوٍ في توزيع الشحنة، لذا يكون الجزيءً غير قطبي.



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

الشـكل 23–5 يحدّد شكل الجزيء قطبيته.

يكون شكل جزيء H_2O، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسـجين المركزية كما يبين **الشكل 23a–5**. ولجزيء الماء طرفان دائمان، أحدهما موجب، والآخر سـالب؛ لأن روابطه القطبية غير متماثلة، لذا فهو مركب قطبي. أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، أي متماثل، كما يظهر في **الشكل 23b–5**، لذا يكون مقدار الشـحنة من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشـحنة السـالبة على كل ذرة كلور، في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون. ولأن الشحنات الجزئية متساوية لذا يكون جزيء CCl_4 غير قطبي. وعادة ما تكون الجزيئات المتماثلة غير قطبيـة. أما الجزيئات غير المتماثلة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية. هل جزيء الأمونيا في **الشكل 23c–5** 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 **الشـكل 20–5** نجد أن الفرق في الكهروسالبية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0. 84، مما يجعل روابط N – H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنة غير متساوٍ؛ لأن الجزيء غير متماثل، لذا يكون الجزيء قطبيًا.

قابليـة ذوبـان 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 24–5**.

الشـكل 24–5 الجزيئـات التسـاهمية المتماثلـة –ومنها الـزيت ومعظـم المنتجـات النفطية– مركبات غير قطبية. وتكون الجزيئات غير المتماثلـة– ومنها الماء– قطبيـة. ولا تختلط المواد القطبية بغير القطبية.

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

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

موقع واجباتك

موقع واجباتي

خواص المركبات التساهمية
Properties of Covalent Compounds

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما المظهر نفسه، ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. فالملح 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 نسبيًّا . 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 تُسمى 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 أقواها. وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور في جزيء آخر.

مختبر حل المشكلات

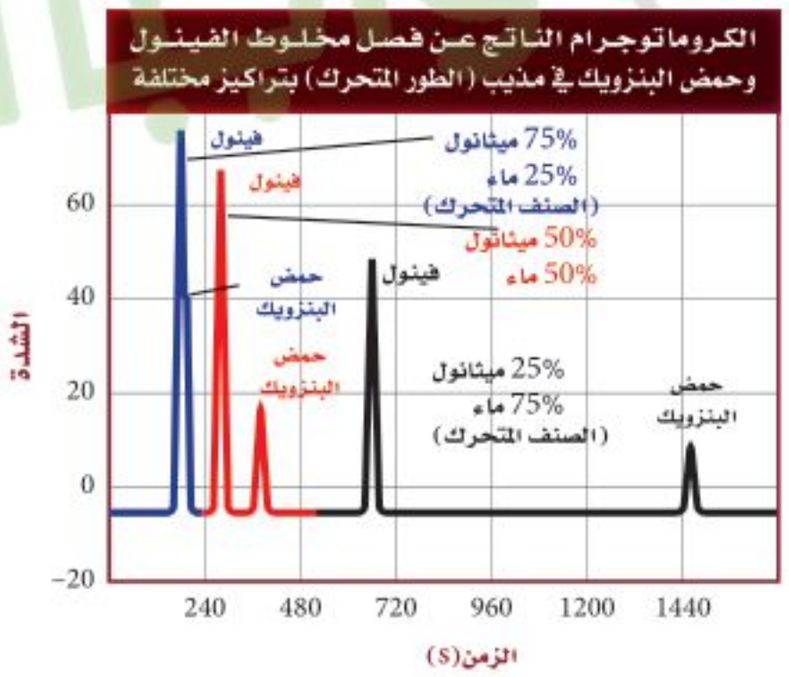
تفسير النتائج

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 بمادة صلبة (الطور الثابت) التي ينجذب إليها بعض مكونات المخلوط أكثر من المكونات الأخرى، وبذلك تمر المكونات الأخرى التي لم تنجذب في الأنبوب وتظل ذائبة في الطور المتحرك، لتخرج أولًا. ويقيس مجسٌّ 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.

البيانات والملاحظات



التفكير الناقد

1. **فسر** اختلاف أزمنة البقاء في المحلول المبينة على الكروماتوجرام.
2. **استنتج** اعتمادًا 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.

الاجابة في الصفحة التالية

موقع واجباتي

موقع واجباتي

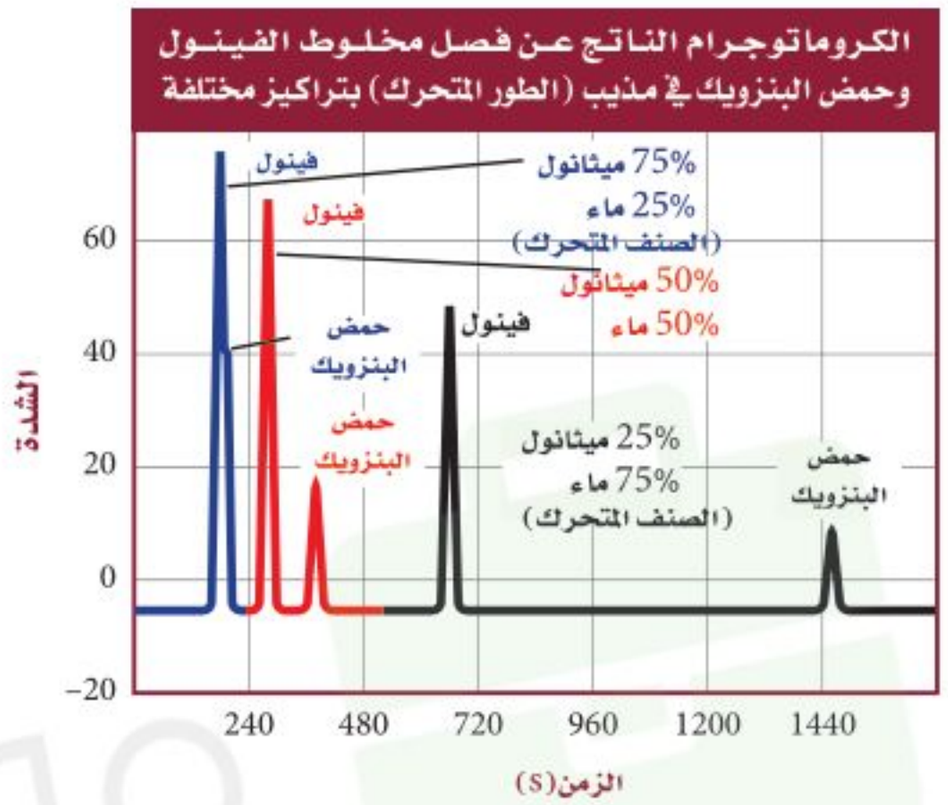
التفكير الناقد

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

إنّ فترة احتجاز الفينول في المحلول أقلّ من فترة احتجاز حمض البنزويك؛ لأنّ له قوة تجاذب أقلّ مع الماء.

البيانات والملاحظات

الكروماتوجرام الناتج عن فصل مخلوط الفينول وحمض البنزويك في مذيب (الطور المتحرك) بتراكيز مختلفة



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

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

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

لحمض البنزويك جزيئات قطبية أقوى؛ لأنّه يُظهِر قوة تجاذب أكبر مع الماء. وللفينول جزيئات قطبية أضعف.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

4. **حدد** تركيب مذيــب الطور المتحرك الأكثر كفاءة لفصل الفينول عن حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

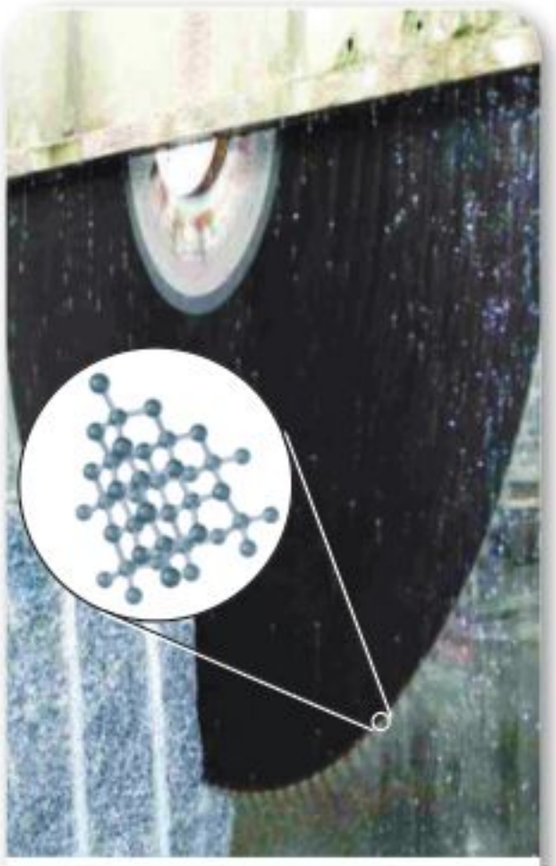
ستتنوّع الإجابات. الطور المتحرك الأكثر كفاءة مكوَّن من 50% من الميثانول، و 50% من الماء، ويَستخلِص كمية أكبر من مكوِّنات المخلوط (الفينول وحمض البنزويك) حيث تكون، المسافة أكبر (الفصل أفضل) بين ارتفاعات القمم، ويحتاج إلى وقت أقلّ.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

موقع واجباتي

القوى والخواص تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى التي تربط الجزيئات معًا. 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 لينًا 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.



الشكل 25–5 عادة ما تستخدم المواد الصلبة التساهمية الشبكية أدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة. وتبين الصورة شفرة منشار مغلفة بالألماس لقطع الحجر.

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 هشة 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 25–5** يشكل نظامًا بلوريًّا شديد الترابط له درجة انصهار عالية جدًّا.

التقويم 5-5

الخلاصة

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

68. الفكرة الرئيسة **لخص** كيف يؤثر الفرق في الكهروسالبية في خواص الرابطة؟

69. **صف** الرابطة التساهمية القطبية.

70. **صف** الجزيء القطبي.

71. **عدد** ثلاثًا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.

72. **صنّف** أنواع الروابط مستخدمًا الفرق في الكهروسالبية.

73. **عمّم** الخواص العامة الرئيسة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

74. **توقع** نوع الرابطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية:

a. S و H **b.** C و H **c.** Na و S

75. **تعرف** أي مما يأتي يُعد جزيئًا قطبيًّا؟ وأيها يُعد غير قطبيٍّ: CF_4 ، و CS_2 ، و SCl_2

76. **حدد** ما إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.

77. **ارسم** تركيب لويس لكل من SF_4 و SF_6. وحلّل كل شكل، وحدّد ما إذا كان الجزيء قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.

الاجابة في الصفحة التالية

موقع واجباتي

موقع واجباتك

التقويم 5-5

68. الفكرة الرئيسة **لخص** كيف يؤثر الفرق في الكهروسالبية في خواص الرابطة؟

كلّما زاد الفرق في الكهروسالبية زادت الخواص الأيونية في الرابطة.

69. **صف** الرابطة التساهمية القطبية.

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. صف الجزيء القطبي.

هو الجزيء الذي له كثافة إلكترونية أكبر على أحد جانبيه.

71. **عدد** ثلاثًا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.

تكون الحالة الصُّلبة للجزيء بلورية، وتكون المركّبات التساهمية في الحالة الصُّلبة غير موصلة و ليّنة، ولها درجة انصهار منخفضة.

72. **صنّف** أنواع الروابط مستخدمًا الفرق في الكهروسالبية.

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

موقع واجباتك

موقع واجباتي

التقويم 5-5

73. عمّم الخواص العامة الرئيسة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

هشَّة، غير موصلة للحرارة والكهرباء، وقاسية جدًّا.

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

a. H وS **الكهروسالبية لـ S = 2.58، ولـ H = 2.20**

الفرق في الكهروسالبية = 0.38

غالبًا تساهمية

b. C وH **الكهروسالبية لـ C = 2.55 ولـ H = 2.20**

الفرق في الكهروسالبية = 0.35

غالبًا تساهمية

c. Na وS **الكهروسالبية لـ S = 2.58 ولـ Na = 0.93**

الفرق في الكهروسالبية = 1.65

تساهمية قطبية

موقع واجباتي

موقع واجباتي

التقويم 5-5

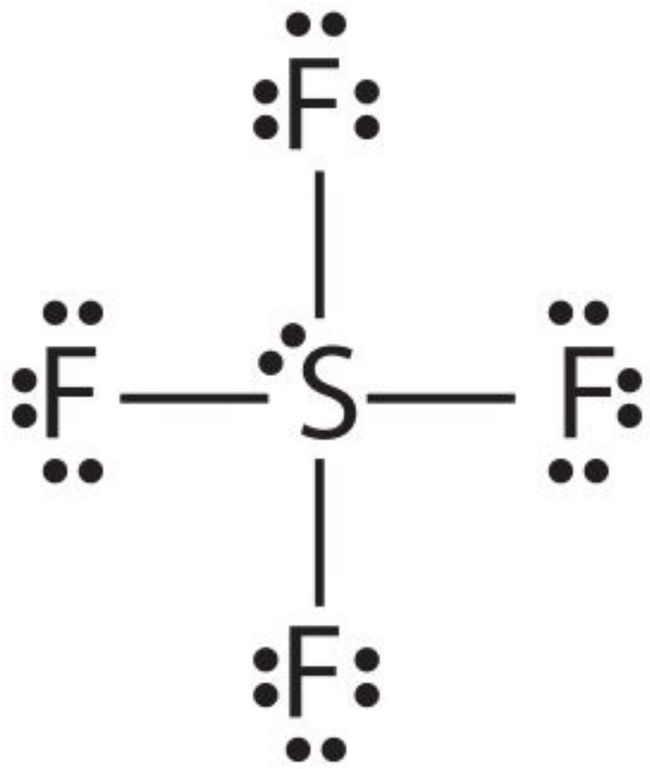
75. **تعرف** أي مما يأتي يُعد جزيئًا قطبيًّا؟ وأيها يُعد غير قطبيٍّ: CF_4 ، و CS_2 ، و SCl_2

CF_4 غير قطبي، CS_2 غير قطبي، SCl_2 قطبي.

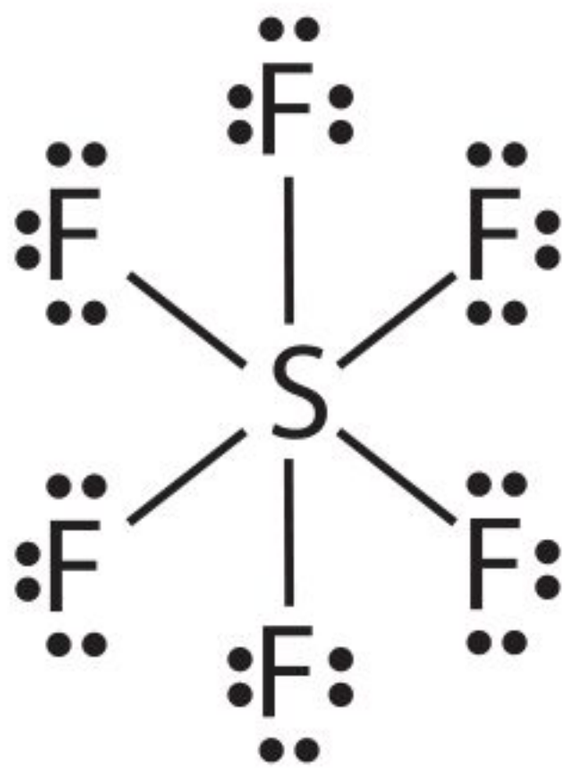
76. **حدد** ما إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.

شكل المركّب H_2S منحن، فالمركّب قطبي لأنه غير متماثل.

77. **ارسم** تركيب لويس لكل من SF_4 و SF_6. وحلل كل شكل، وحدّد ما إذا كان الجزيء قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.



قطبي



غير قطبي

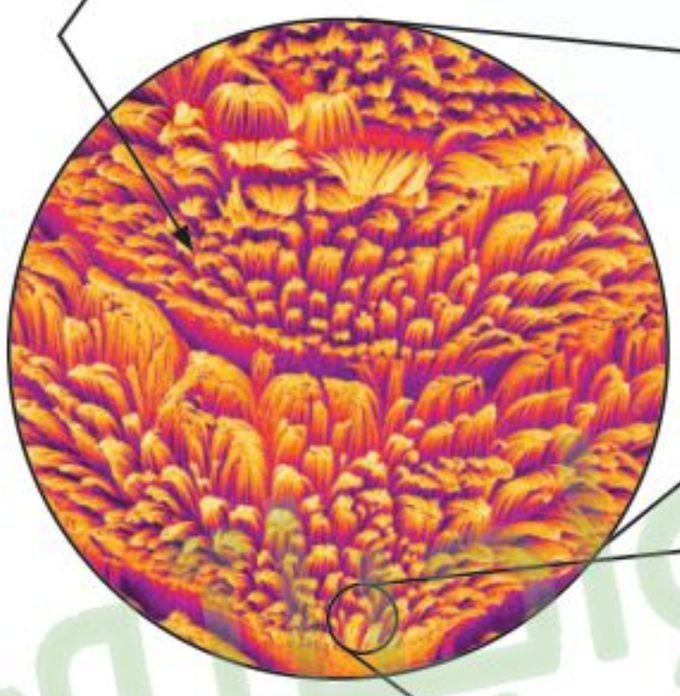
موقع واجباتي

كيف تعمل الأشياء؟

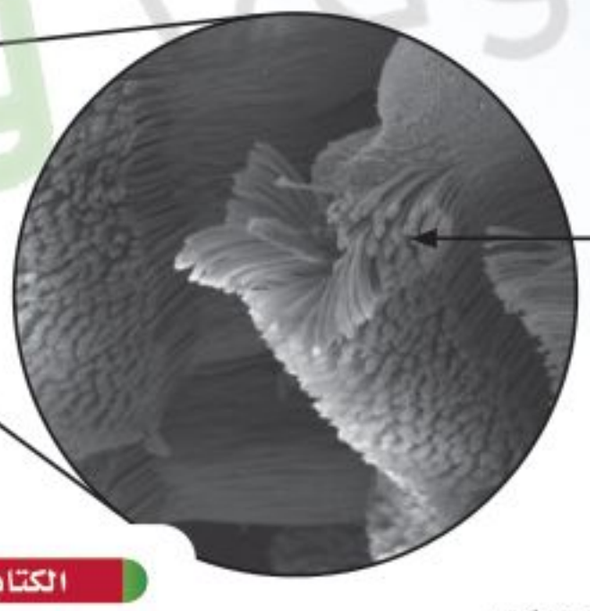
الأقدام اللاصقة: كيف تلتصق السحلية؟

إن التصـــاق الـــوزغ على الحائط أو الســـقف ليس بالأمر الصعب، ويكمن سر قوة الالتصاق الباهرة في أصابعهـــا. فقد وجد الباحثون أن قوة الالتصاق تعتمد على قوى تماسك الذرات.

1 **إصبـع السـحلية** يغطي أسفل أصابع السحلـية ملايين الأطراف تعرف بالشعيرات الدقيقة وتكون مرتبة في صفوف.



2 **أشـواك قاسية** بطانـة أقـدام السحلية عبارة عن بناء هيكلي معقد، له تفرعات مجهرية دقيقة تعرف بالشعيرات الدقيقة.

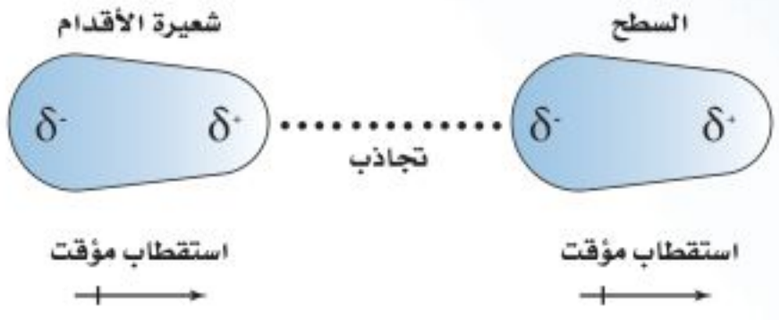


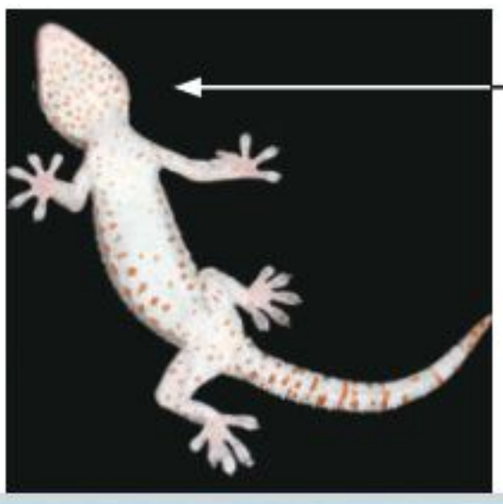
3 **مسـاحة السطح** تشكل الشعيرات الدقيقة الكثيرة العدد مساحة سطح واسعة.

الكتابة في الكيمياء

اخـتراع يقوم العلـماء بتطويـر تطبيقات لمواد لاصقة تسـتند إلى معلوماتهـم عن قوى التلاصق التي تسـتعملها السـحالي. ومن التطبيقات المحتملـة تصميم روبوت قادر على تسـلق الجدران، وأشرطة لاصقة تعمل تحت الماء. هل تتوقع أن تكون استخدامات المواد اللاصقة الجديدة كتلك التي لدى السحلية ؟

تتضمـن بعض التطبيقات التي تم مناقشـتها ضمـادات لاصقة غير مؤلمة، ومعدات رياضية ذات قـدرة فائقة على الالتصاق، ومعدات لاصقة تستعمل في الجراحة الدقيقة





5 **الانتقـال والحركة** يحدثـان عنـد قيـام السحلية بثني أصابـع رجليها ممّا يقلـل من مسـاحة الجـزء اللاصق بالسـطوح فتقل قوى فـان ديرفال، وتقل قوة التماسك، فتنتقل من مكانها.

موقع واجباتي

مختبر الكيمياء

نمذجة الأشكال الجزيئية

الخلفية: تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات بإلكترونات التكافؤ. ويُحدِّد موضع الذرات المرتبطة شكل الجزيء حسب نموذج تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR. كما تعتمد طريقة تحديد شكل الجزيء وتصوره على نموذج لويس للجزيئات.

سؤال: كيف يؤثر نموذج لويس وأماكن إلكترونات التكافؤ في شكل المركب التساهمي؟

المواد اللازمة

مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات والوصلات).

احتياطات السلامة

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. كوّن جدولاً لتدوين البيانات.
3. لاحظ ودوِّن لون الكرات المستخدمة لتمثيل ذرات: الهيدروجين H، الأكسجين O،الفوسفور P، الكربون C، الفلور F، الكبريت S، النيتروجين N .
4. ارسم تراكيب لويس لجزيئات N_2 ، O_2 ، H_2.
5. احصل على ذرتين (كرتين) من الهيدروجين وثبتهما بواسطة وصلة للحصول على نموذج جزيء H_2. لاحظ أن النموذج يمثّل جزيء هيدروجين ثنائيَّ الذرة ذا رابطة أحادية.
6. استعمل وصلتين لربط ذرتي جزيء O_2. ولاحظ أن النموذج يمثل جزيء أكسجين ثنائي الذرات برابطة ثنائية.
7. استعمل ثلاث وصلات لربط ذرتي N_2 معًا. لاحظ أن النموذج يمثل جزيء النيتروجين الثنائي الذرات برابطة ثلاثية.
8. لاحظ أن الجزيئات الثنائية الذرات، كالتي صنعت في هذا النشاط، تكون دائمًا خطية. تتكون الجزيئات الثنائية الذرة من ذرتين فقط، ويمكن وصلهما بخط مستقيم.
9. ارسم تركيب لويس لجزيء الماء، وابنِ نموذجًا مماثلاً له باستعمال الوصلات والكرات.
10. صنف شكل جزيء H_2O مستعينًا بالمعلومات الواردة في **الجدول 6–5**.
11. كرّر الخطوات 9 – 10 مع الجزيئات: CO، وHCN، وSO_3، وCO_2، وCF_4، وPH_3.

حلّل واستنتج

1. **التفكير الناقد** بناءً على النماذج الجزيئية التي شاهدتها في المختبر وبنيتها، رتب الروابط الأحادية، والثنائية والثلاثية، حسب ليونتها وقوتها.
2. **شاهد واستنتج** اشرح سبب الاختلاف بين شكل جزيء الماء H_2O وشكل جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2.
3. **حلّل 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 الكهروسالبية لتحديد قطبية الجزيئات المستخدمة في الخطوات 9 – 11، اعتمادًا على قيم قطبية الروابط، ونماذج الجزيئات التي نفذت في المختبر، حدد قطبية كل جزئ.

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 يحل زوج من الإلكترونات غير المرتبطة محل رابطة تساهمية.

الاجابة في الصفحة التالية

موقع واجباتي

موقع واجباتي

الفصل 5

دليل مراجعة الفصل

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

5-1 الرابطة التساهمية

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

المفردات

- الرابطة التساهمية
- الجزيء
- تركيب لويس
- رابطة سيجما σ
- رابطة باي π
- تفاعل ماص للطاقة
- تفاعل طارد للطاقة

المفاهيم الرئيسة

- تتكون الروابط التساهمية عندما تشترك 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.
- تتكوّن 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.

5-2 تسمية الجزيئات

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

المفردات

الحمض الأكسجيني

المفاهيم الرئيسة

- 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 الهيدروجين وعنصر آخر، أما الأحماض الأكسجينية فتحتوي على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

5-3 التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معًا داخل الجزيء.

المفردات

الصيغة البنائية

الرنين

الروابط التساهمية التناسقية

المفاهيم الرئيسة

- 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.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

5 دليل مراجعة الفصل

5-4 أشكال الجزيئات

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

المفردات

نموذج VSEPR

التهجين

المفاهيم الرئيسة

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

5-5 الكهروسالبية والقطبية

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

المفردات

الرابطة التساهمية غير القطبية

الرابطة التساهمية القطبية

المفاهيم الرئيسة

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

موقع واجباتي

إتقان المفاهيم

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

تفقد الذرات الإلكترونات أو تكتسبها أو تشارك بها؛ لتحصل على ثمانية إلكترونات. وتتكوَّن الروابط التساهمية عندما تتشارك الإلكترونات للحصول على حالة الثمانية.

79. صف تكوين الرابطة التساهمية.

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

80. صف تكوين الترابط في الجزيئات.

ترتبط الجزيئات تساهميًّا.

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

تَنتُج قوى التجاذب بين نواة ذرة وإلكترونات الذرة الأخرى. وتَنتُج قوى التنافر بين أنوية الذرتين وإلكتروناتهما. عندما تقترب ذرتان إحداهما من الأخرى تزداد محصلة قوة التجاذب. وتصل محصلة قوة التجاذب إلى قيمتها العظمى عند المسافة الحرجة بين الذرتين، وإذا ا قتربت الذرتان مسافة أقلّ من المسافة الحرجة فإن قوى التنافر تُصبح أكبر من قوى التجاذب.

82. كيف يمكنك توقع وجود روابط σ أو باي π في الجزيء؟

رابطة تساهمية أحادية: رابطة سيجما، رابطة تساهمية ثنائية: رابطة سيجما ورابطة باي، رابطة تساهمية ثلاثية: رابطة سيجما واحدة ورابطتا باي.

إتقان حل المسائل

83. ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من N، وAs، وBr، وSe؟ وقع عدد الروابط التساهمية التي يحتاج إليها كل عنصر ليحقق 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.

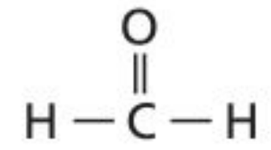
Br: عدد إلكترونات التكافؤ 7، ويحتاج إلى رابطة تساهمية واحدة ليحقق قاعدة الثمانية.

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

موقع واجباتي

84. حدّد روابط σ و باي π في كل من الجزيئات الآتية:

a.



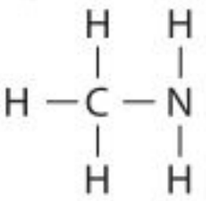
b. $H-C\equiv C-H$

تُمثّل الروابط الأحادية روابطِ سيجما σ، في حين تمثّل الرابطة الثنائية رابطة سيجما واحدة ورابطة باي π واحدة.	$H-C\equiv C-H$
تُمثّل الروابط الأحادية روابطِ سيجما σ، في حين تمثّل الرابطة الثلاثية رابطة سيجما واحدة ورابطتي باي π واحدة.	

85. أيّ الجزيئات الآتية، CO ، و CH_2O ، و CO_2 تكون فيها رابطة C–O أقصر، وأيها تكون فيها أقوى؟

الرابطة الثلاثية في CO هي الأقصر والأقوى.

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



و $C\equiv N^-$

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

87. رتّب الجزيئات الآتية من حيث طول الرابطة بين الكبريت والأكسجين تصاعديًّا؟

a. SO_2 **b.** SO_3^{-2} **c.** SO_4^{-2}

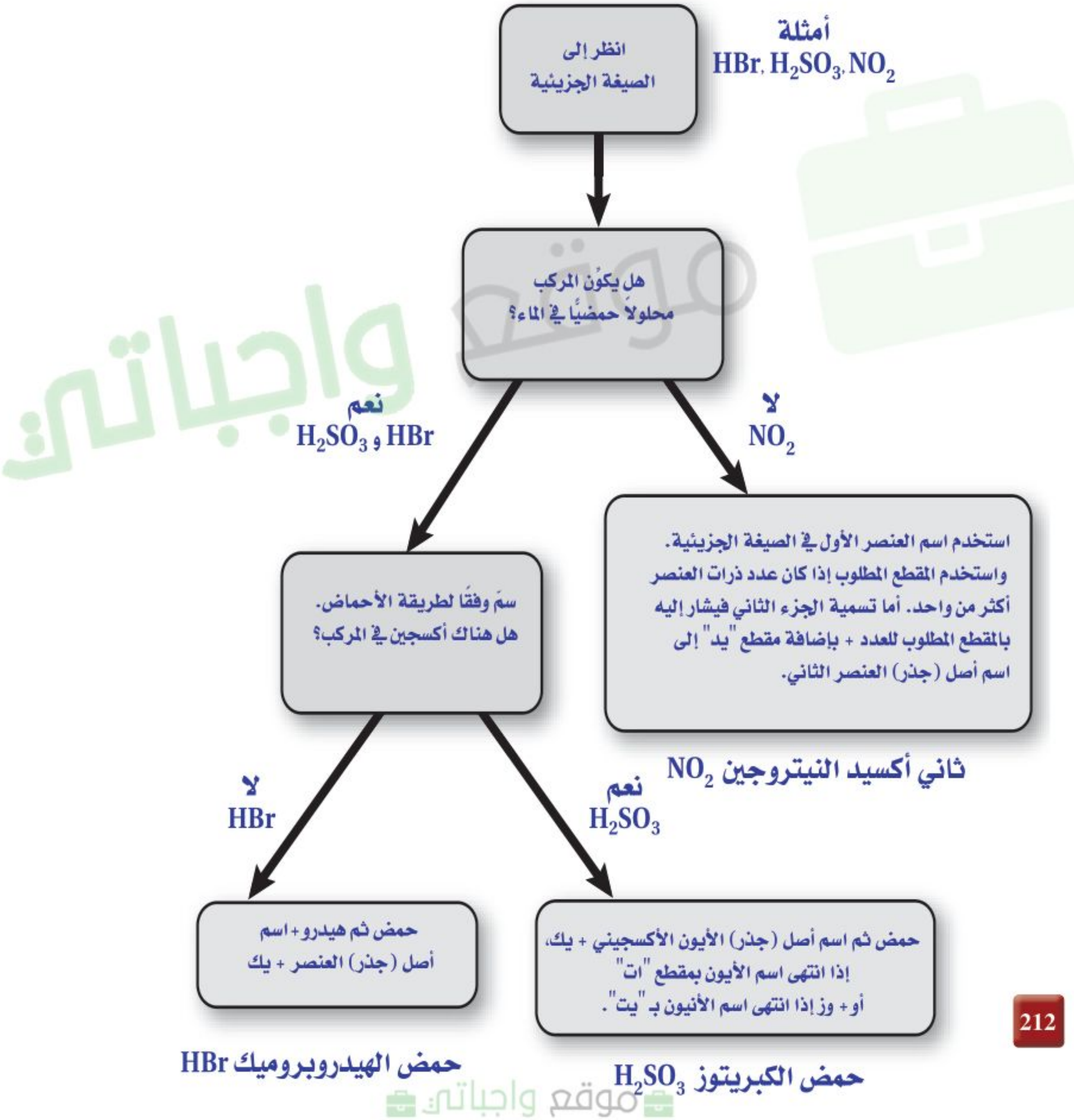
a، ثُمّ c، ثُمّ b

موقع واجباتي

5-2

إتقان المفاهيم

88. اشرح تسمية المركبات الجزيئية؟



موقع واجباتي

89. متى يُسمى المركب الجزيئي حمضًا؟

عندما يُنتِج 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، أمّا رباعي فلوريد ثنائي الكبريت: S_2F_4 ذرتا كبريت S ترتبطان مع 4 ذرات فلور F.

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؟

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

92. أكمل الجدول 8–5 الآتي:

الجدول 8 -5 أسماء الأحماض

الصيغة	الاسم
$HClO_2$	حمض الكلوروز
H_3PO_4	حمض الفوسفوريك
H_2Se	حمض الهيدروسلينيك
$HClO_3$	حمض الكلوريك

93. سمِّ الجزيئات الآتية:

a. NF_3 **b.** SO_3 **c.** NO **d.** SiF_4

a. NF_3 **ثلاثي فلوريد النيتروجين**

b. SO_3 **ثالث أكسيد الكبريت**

c. NO **أول أكسيد النيتروجين**

d. SiF_4 **رباعي فلوريد السليكون**

94. سمِّ الجزيئات الآتية:

a. SeO_2 **b.** SeO_3 **c.** N_2F_4 **d.** S_4N_4

a. SeO_2 **ثاني أكسيد السلينيوم**

b. SeO_3 **ثالث أكسيد السلينيوم**

c. N_2F_4 **رباعي فلوريد ثنائي النيتروجين**

d. S_4N_4 **رابع نتريد رباعي الكبريت**

موقع واجباتي

95. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

a. ثنائي فلوريد الكبريت SF_2

b. رباعي كلوريد السليكون $SiCl_4$

c. رباعي فلوريد الكربون CF_4

d. حمض الكبريتوز H_2SO_3

96. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية:

a. ثنائي أكسيد السليكون SiO_2

b. حمض البروموز $HBrO_2$

c. ثلاثي فلوريد الكلور ClF_3

d. حمض البروميك HBr

5-3

إتقان المفاهيم

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

عدد إلكترونات التكافؤ لكلّ ذرة عنصر في الجزيء.

98. **عامل التنشـــيط** يدرس علماء المواد خواص البوليمرات عندما يتم معالجتها بمادة AsF_5. اشرح لماذا يخالف المركب AsF_5 قاعدة الثمانية؟

للزرنيخ خمسة أماكن للترابط، أيْ 10 إلكترونات للمشاركة. وهذا أكثر من ثمانية إلكترونات يتمّ شغلها في حالة الثمانية.

99. **العامل المختزل** يســتخدم ثلاثي هيدريد البورون BH_3 عاملاً مختزلًا في الكيمياء العضوية. فسّر لماذا يكون BH_3 روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى؟

تُحاط ذرة B في الجزيء BH_3 بستة إلكترونات؛ لذا لا يكون التوزيع الإلكتروني ذا طاقة وضع قليلة، ممّا يجعله يشارك زوجًا وحيدًا من الإلكترونات مع جزيء آخر ليحصل على توزيع إلكتروني مستقر.

100. يمكن أن يُكَوِّن عنصرا الأنتيمون والكلور مركب ثلاثي كلوريــد الأنتيمون وخماسي كلوريــد الأنتيمون، اشرح كيف يمكن لهذين العنصرين أن يكوّنا مركبات مختلفة؟

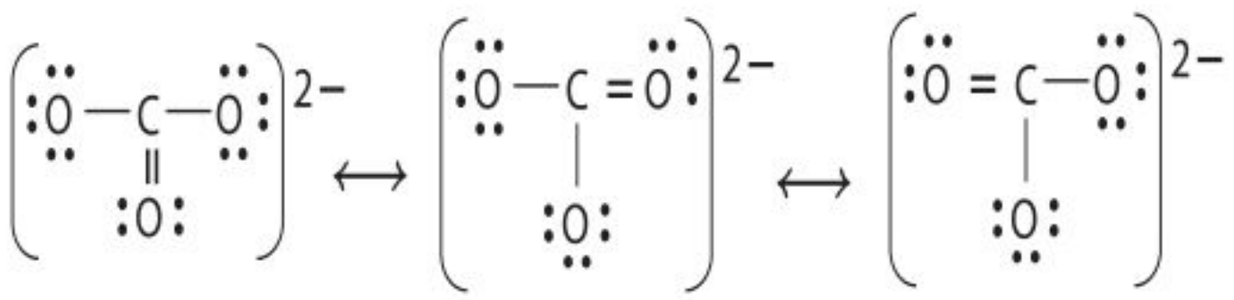
لعنصر الأنتيمون خمسة إلكترونات تكافؤ، وزوج وحيد، وثلاثة أماكن يستطيع من خلالها الارتباط مع ثلاث ذرات كلور بإلكترون واحد مع كلّ ذرة فيُشكِّل $SbCl_3$. كما يستطيع الأنتيمون أن يشارك بأكثر من ثمانية إلكترونات وتكوين $SbCl_5$.

موقع واجباتي

تقويم الفصل 5

إتقان حل المسائل

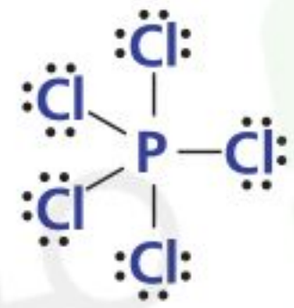
101. ارسم ثلاثة أشكال رنين للأيون المتعدد الذرات CO_3^{-2} .



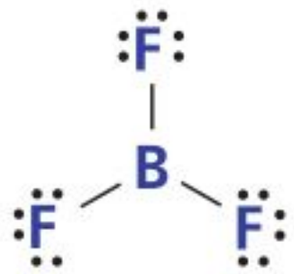
102. ارســم تراكيب لويس للجزيئات الآتية التي يحتوي كل منها على ذرة مركزية، ولا تتبع قاعدة الثمانية:

a. PCl_5 **b.** BF_3 **c.** ClF_5 **d.** BeH_2

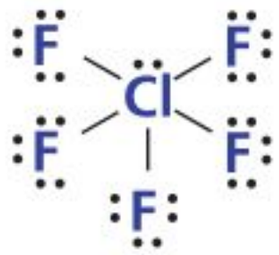
a. PCl_5



b. BF_3



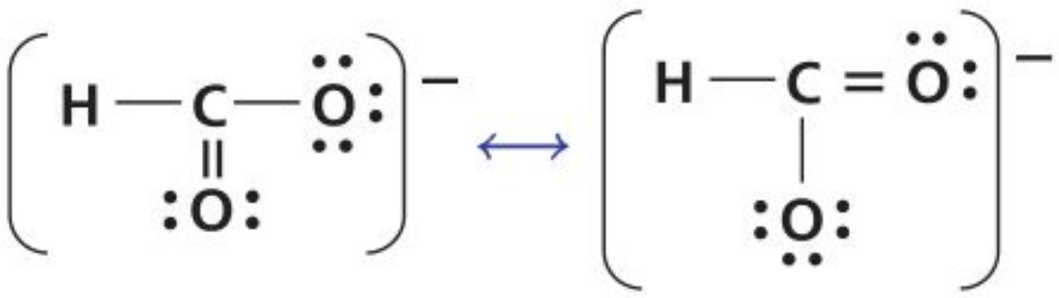
c. ClF_5



d. BeH_2

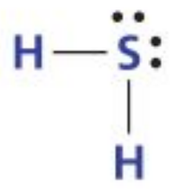
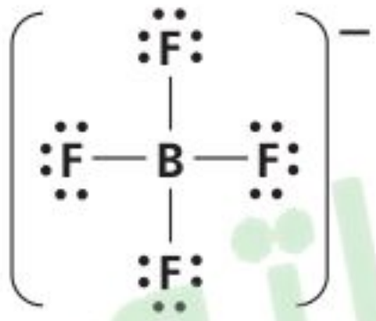
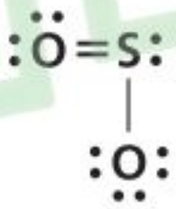
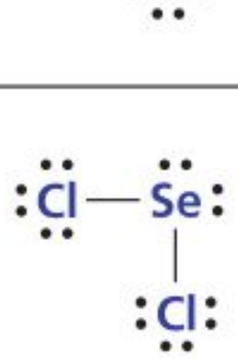
H—Be—H

103. ارسم شكلي رنين الأيون المتعدد الذرات HCO_2^-.



104. ارسم تراكيب لويس لكل من المركبات والأيونات الآتية:

a. H_2S **b.** BF_4^- **c.** SO_2 **d.** $SeCl_2$

الصيغة الجزيئية	تراكيب لويس
a. H_2S	
b. BF_4^-	
c. SO_2	
d. $SeCl_2$	

105. أي العناصر الآتية يكوّن جزيئًا مستقرًّا تزيد عدد إلكتروناته الخارجيــة عــلى ثمانيــة إلكترونــات؟ 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.

موقع واجباتي

تقويم الفصل 5

5-4

إتقان المفاهيم

106. ما الأساس الذي بني عليه نموذج VSEPR؟

طبيعة تنافر أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

107. مـا أقصى عدد للمسـتويات المهجنة التـي يمكن لذرة الكربون أن تكوّنها؟

أربعة

108. ما الشـكل الجزيئي لكل جزيء مما يـأتي ؟ وقدر زاوية الرابطة لكل جـزيء، بافتراض عدم وجود إلكترونات غير مرتبطة.

a. A—B

b. A—B—A

c.

```
A—B—A
    |
    A
```

d.

```
    A
    |
A—B—A
    |
    A
```

الجزيء	الشكل الجزيئي	زاوية الربط
a. A—B	خطي	180°
b. A—B—A	خطي	180°
c. A—B—A (A تحت B)	مثلث مستوٍ	120°
d. A فوق B، A—B—A، A تحت B	رباعي الأوجه منتظم	109°

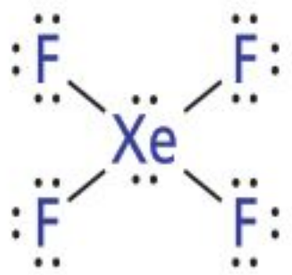
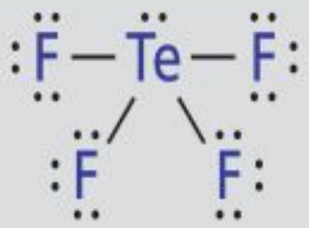
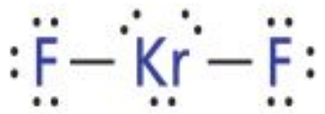
109. المركّب الأصل يسـتخدم PCl_5 بوصفه مركب أصل في تكوين مركبات أخرى كثيرة. اشرح نظرية الـتهجين، وحدّد عدد مستويات التهجين الموجودة في جزيء PCl_5 .

تُفسِّر 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 **9–5** من خلال تعريف الـتهجين المتوقع للذرة المركزية. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل).

الجدول 9-4

الصيغة الجزيئية	نوع التهجين	تراكيب لويس
XeF_4	sp^3d^2	
TeF_4	sp^3d	
KrF_2	sp^3d	
OF_2	sp^3	

موقع واجباتي

تقويم الفصل 5

111. توقع الشكل الجزيئي لكل من المركبين الآتيين:

a. COS **b.** CF_2Cl_2

a. COS **خطي**

b. CF_2Cl_2 **رباعي الأوجه منتظم**

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

a. SCl_2 **c.** HOF

b. NH_2Cl **d.** BF_3

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

5-5 إتقان المفاهيم

113. فسر 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 متماثل من الشحنات، في حين أن للجزيئات القطبية تركيزًا 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، وفسر إجابتك.

تكون الإلكترونات في الرابطة القطبية أقرب إلى الذرة ذات الكهروسالبية الأعلى بسبب المشاركة غير المتساوية. أمّا الإلكترونات في الروابط غير القطبية فتكون المشاركة فيها متساوية.

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

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

موقع واجباتي

إتقان حل المسائل

117. بيّن الرابطة الأكثر قطبية في كل زوج مما يأتي 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 لـ O = 3.44؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.89؛ تساهمية قطبية.

الكهروسالبية لـ S = 2.58؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.03؛ غالبًا 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 لـ F = 3.98؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 1.43؛ تساهمية قطبية.

الكهروسالبية لـ N = 3.04؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.49؛ تساهمية قطبية.

c. $P-Cl$ و $P-H$

وُضعت الدائرة حول Cl؛ لأن لها كهروسالبية أعلى، وتكون الرابطة P–Cl أكثر قطبية، لوجود فرق كبير في الكهروسالبية بين Cl و P.

الكهروسالبية لـ Cl = 3.16؛ الكهروسالبية لـ P = 2.19

الفرق في الكهروسالبية = 0.97؛ تساهمية قطبية.

الكهروسالبية لـ H = 2.20؛ الكهروسالبية لـ P = 2.19

الفرق في الكهروسالبية = 0.01 = ؛ غالبًا تساهمية.

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

a. $C-H$ **C**

b. $C-N$ **N**

c. $C-S$ **S**

d. $C-O$ **O**

موقع واجباتي

موقع واجباتي

5 تقويم الفصل

119. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية

a. C–O **b.** Si–O **c.** C–Cl **d.** C– Br

a. C – O

الكهروسالبية لـ O = 3.44؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.89؛ تساهمية قطبية.

b. Si– O

الكهروسالبية لـ O = 3.44؛ الكهروسالبية لـ Si = 1.90

الفرق في الكهروسالبية = 1.54؛ تساهمية قطبية.

c. C–Cl

الكهروسالبية لـ Cl = 3.16؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.61؛ تساهمية قطبية.

d. C–Br

الكهروسالبية لـ Br = 2.96؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.41؛ تساهمية قطبية.

الرابطة Si – O الأكثر قطبية؛ لأن لها فرقًا أكبر في الكهروسالبية من الروابط الأخرى.

120. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب زيادة القطبية:

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

a. C–H

الكهروسالبية لـ H = 2.20؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.35؛ غالبًا تساهمية.

b. N–H

الكهروسالبية لـ H = 2.20؛ الكهروسالبية لـ N = 3.04

الفرق في الكهروسالبية = 0.84؛ تساهمية قطبية.

c. Si–H

الكهروسالبية لـ H = 2.20؛ الكهروسالبية لـ Si = 1.90

الفرق في الكهروسالبية = 0.30؛ غالبًا تساهمية.

d. O–H

الكهروسالبية لـ H = 2.20؛ الكهروسالبية لـ O = 3.44

الفرق في الكهروسالبية = 1.24؛ تساهمية قطبية.

e. Cl–H

الكهروسالبية لـ H = 2.20؛ الكهروسالبية لـ Cl= 3.16

الفرق في الكهروسالبية = 0.96؛ تساهمية قطبية.

الترتيب تصاعديًّا : c، ثُمّ a، ثُمّ b، ثُمّ e، ثُمّ d.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

5 تقويم الفصل

121. **المبردات:** تعرف المبردات المعروفة باسم فريون -14 بتأثيرها السلبي في طبقة الأوزون. وصيغة هذا المركب هي CF_4، فلماذا يُعد CF_4 جزيئًا غير قطبي مع أنه يحتوي على روابط قطبية؟

بسبب التوزيع المتساوي للشحنة في الجزيء المتماثل.

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

a. H_3O^+ **قطبي، غير متماثل**

b. PCl_5 **غير قطبي، متماثل**

c. H_2S **قطبي، غير متماثل**

d. CF_4 **غير قطبي، متماثل**

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

SF_2 وSF_4 مركّبان قطبيان، أما SF_6 فغير قطبي.

مراجعة عامة

124. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

a. أول أكسيد الكلور **ClO**

b. حمض الزرنيخيك **H_3AsO_4**

c. خماسي كلوريد الفوسفور **PCl_5**

d. حمض كبريتيد الهيدروجين **H_2S**

125. سمِّ الجزيئات الآتية:

a. PCl_3 **ثالث كلوريد الفوسفور**

b. Cl_2O_7 **سابع أكسيد ثنائي الكلور**

c. P_4O_6 **سادس أكسيد رباعي الفوسفور**

d. NO **أول أكسيد النيتروجين**

موقع واجباتي

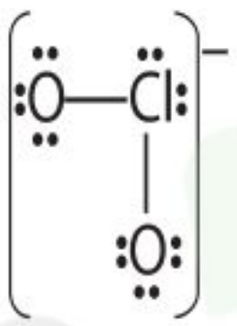
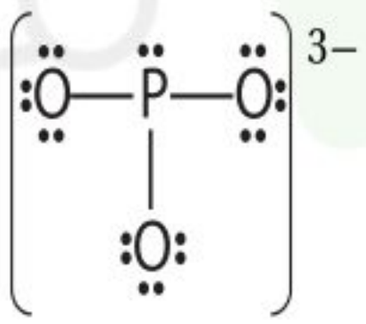
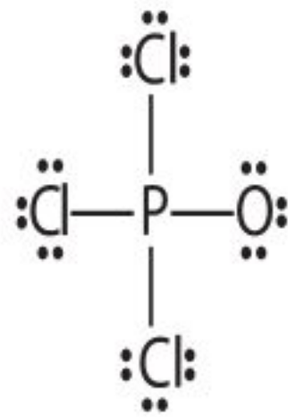
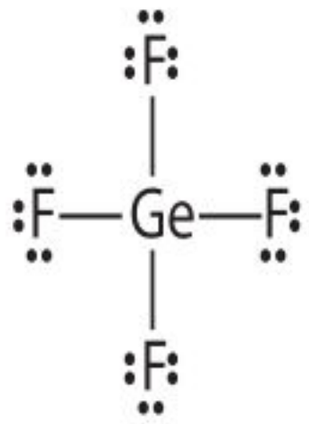
موقع واجباتي

5 تقويم الفصل

126. ارسم تراكيب لويس للجزيئات والأيونات الآتية:

a. SeF_2 **c.** PO_3^{3-} **e.** GeF_4

b. ClO_2^- **d.** $POCl_3$

الصيغة الجزيئية	تراكيب لويس
a. SeF_2	
b. ClO_2^-	
c. PO_3^{3-}	
d. $POCl_3$	
d. GeF_4	

127. حدد أي الجزيئات الآتية قطبي، وفسر إجابتك.

a. CH_3Cl **b.** ClF **c.** NCl_3

d. BF_3 **e.** CS_2

الجزيئات القطبية هي: CH_3Cl، وClF، وNCl_3، لأن كلّ جزيء غير متماثل والشحنة غير موزعة بالتساوي.

128. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب القطبية:

a. C – O

الكهروسالبية لـ O = 3.44؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.89؛ تساهمية قطبية.

b. Si – O

الكهروسالبية لـ O = 3.44؛ الكهروسالبية لـ Si = 1.90

الفرق في الكهروسالبية = 1.54؛ تساهمية قطبية.

c. Ge – O

الكهروسالبية لـ O = 3.44؛ الكهروسالبية لـ Ge = 2.01

الفرق في الكهروسالبية = 1.43؛ تساهمية قطبية.

d. C – Cl

الكهروسالبية لـ Cl = 3.16؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.61؛ تساهمية قطبية.

موقع واجباتي

e. C – Br

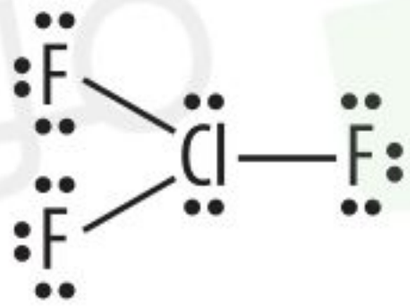
الكهروسالبية لـBr = 2.96؛ الكهروسالبية لـ C = 2.55

الفرق في الكهروسالبية = 0.41؛ تساهمية قطبية.

الترتيب تصاعديًا بحسب الخواص القطبية:

e، ثُمّ d، ثُمّ a، ثُمّ c، ثُمّ b.

129. **وقود الصواريخ** استخدم الهيدرازين وثلاثي فلوريد الكلور ClF_3 في عام 1950م وقودًا للصواريخ. ارسم شكل لويس لِـ ClF_3، وبيّن نوع التهجين فيه.



نوع التهجين sp^3d

130. أكمل الجدول **10–5** موضحًا عدد الإلكترونات المشتركة في الروابط التساهمية الأحادية، والثنائية، والثلاثية، وحدّد مجموعة الذرات التي تكون كلًّا من الروابط الآتية:

الجدول 10-4 الأزواج المشتركة

نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المترابطة	الذرات التي تكوّن الرابطة
التساهمية الأحادية	إلكترونان مشتركان	أيّ هالوجين أو أيّ عنصر من عناصر المجموعة 17
التساهمية الثنائية	4 إلكترونات مشتركة	عناصر المجموعة 16
التساهمية الثلاثية	6 إلكترونات مشتركة	عناصر المجموعة 15

التفكير الناقد

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

ستتنوّع خرائط المفاهيم.

132. **قارن** بين المركبين التساهميين المعروفين باسم أكسيد الزرنيخيك III وثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخيك.

يُبين أكسيد الزرنيخيك III أن عدد تأكسد الزرنيخ هو 3+ وشحنة الأكسيد هي 2–. والصيغة الجزيئية الصحيحة هي As_2O_3. ويتّضح من الاسم (ثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخيك) وجود ذرتي زرنيخ وثلاث ذرات أكسجين. على الرغم من أن المادتين مختلفتان إلا أن لكلتيهما الصيغة الجزيئية نفسها.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

5 تقويم الفصل

133. أكمل الجدول 11–5.

الجدول 11 -4 الخواص والترابط

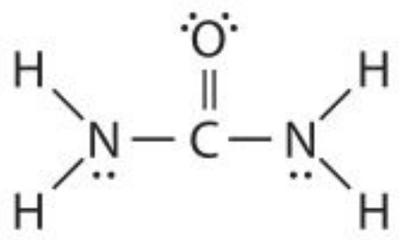
الصلب	وصف الرابطة	خواص الصلب	مثال
أيوني	قوة الجذب الكهروستاتيكية بين الأيون الموجب والأيون السالب.	صُلب، قاسٍ، هشّ، بلوري، درجة انصهاره مرتفعة، غير موصل في الحالة الصُّلبة.	NaCl
جزيئي تساهمي	مشاركة الإلكترونات بين الذرتين.	ليّن، درجة انصهاره منخفضة، غير موصل في الحالة الصُّلبة.	CO_2
فلزي	التجاذب بين الأيون الموجب والإلكترونات الحرّة الحركة.	بلوري، له القدرة على توصيل الحرارة والكهرباء، قابل للثني، قابل للسحب، درجة انصهاره مرتفعة.	Ag
تساهمي شبكي	الذرات مرتبطة تساهميًّا مع عدد كبير من الذرات في الشبكة البلورية.	بلوري، قاسٍ، صُلب، هش، غير موصل	الألماس

موقع واجباتي

موقع واجباتي

5 تقويم الفصل

134. طبِّق اليوريا مركب يستخدم في تصنيع البلاستيك والأسمدة. بيّن روابط σ و π وأزواج الإلكترونات غير المرتبطة في هذا المركب المبين أدناه.



روابط سيجما هي روابط N–H، وروابط C–N، وأيضا إحدى روابط C–O. الرابطة C–O الأخرى هي رابطة باي. الأزواج غير المرتبطة تكون على ذرتي N، وذرة O.

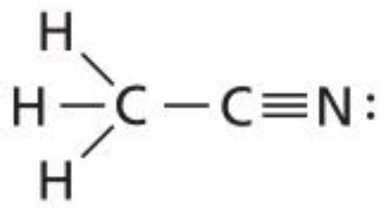
135. حلّل حدد قطبية كل جزيء يتصف بالخواص الآتية: صلب في درجة حرارة الغرفة.

a. صُلب في درجة حرارة الغرفة. **قطبي**

b. غاز في درجة حرارة الغرفة. **غير قطبي**

c. ينجذب إلى التيار الكهربائي. **قطبي**

136. طبق الصيغة البنائية لمركب أسيتونيتريل CH_3CN



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

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

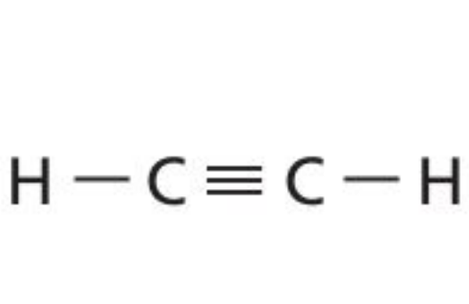
مسألة تحفيز

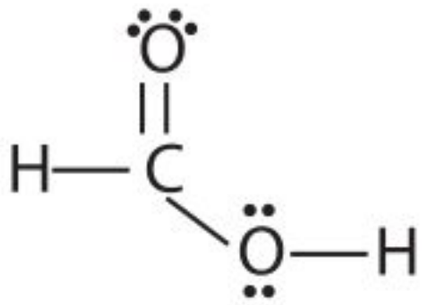
137. تفحّص طاقات تفكك الروابط المبينة في الجدول 12–5.

الجدول 12-5 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 C_2H_2 و HCOOH.





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

C_2H_2: (416 x 2) + 839 kJ/mol = 1671 kJ/mol

HCOOH: 416 + 745 + 358 + 467 kJ/mol = 1986 kJ/mol

موقع واجباتي

تقويم الفصل 5

مراجعة تراكمية

138. اكتب الصيغة الجزيئية الصحيحة لكل مركب مما يأتي:

a. كربونات الكالسيوم $CaCO_3$

b. كلورات البوتاسيوم $KClO$

c. أسيتات (خلات) 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 مما يأتي:

a. NaI يوديد الصوديوم

b. $Fe(NO_3)_3$ نترات الحديد III

c. $Sr(OH)_2$ هيدروكسيد الإسترانشيوم

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 إيثلين جلايكول ethylene glycol لتعرف صيغته الكيميائية، واشرح كيف يساعد تركيب هذا المركب على استخدامه مبرِّدًا.

ستتنوّع الإجابات. ربما يلاحظ الطالب أن وجود مجموعة –HO يجعل الإثيلين جلايكول قابلاً للمزج بالماء، ويساعد ذلك على رفع درجة الغليان نسبيًّا وخفض درجة التجمد.

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

يجب أن تتضمّن الإجابات توضيح عدم قطبية طرف جزيء المُنظِّف وقطبية الطرف الآخر للجزيء نفسه، ممّا يمكّنه من جذب كلٍّ من الماء والزيت.

موقع واجباتي

موقع واجباتي

تقويم الفصل 5

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 26–5** يوضح نموذج الكرة والعصا لهذا المركب.

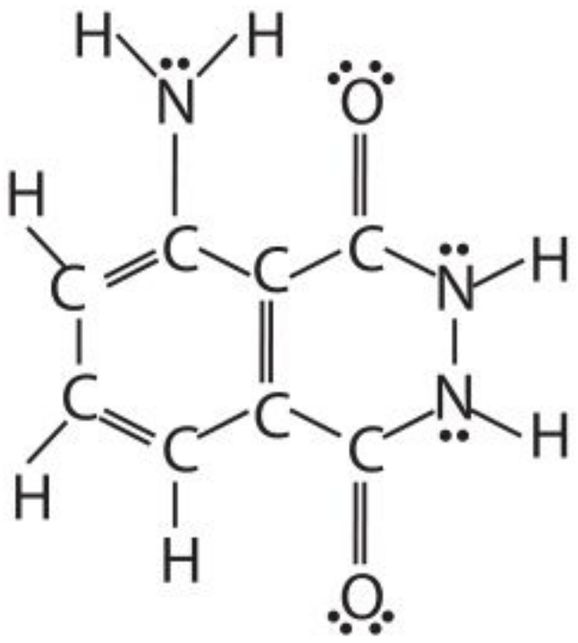
الشكل 26–5

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

الصيغة الجزيئية

$C_8H_7O_2N_3$

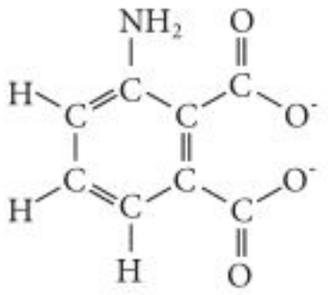
تركيب لويس



143. بيّن تهجين الذرات التي تقع عليها الأحرف a ،وb،و c في الشكل **26–5**.

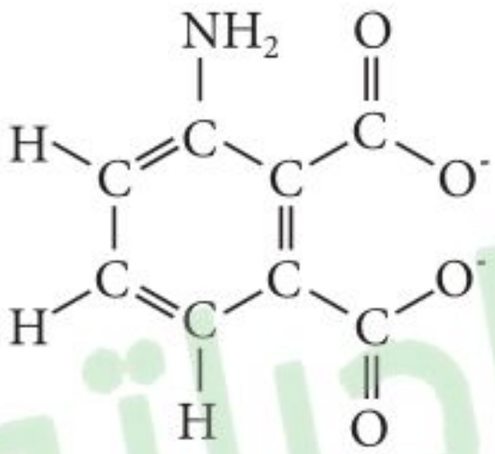
a sp^2 **b** sp^3 **c** sp^2

144. عندما يتصل اللومينول مباشرة بأيونات الحديد في الهيموجلوبين ينتج عن التفاعل مركب Na_2APA وماء ونيتروجين وطاقة ضوئية، **والشكل 27–5** يبين الصيغة البنائية لأيون APA. اكتب الصيغة الكيميائية للأيون APA العديد الذرات.



أيون APA

الشكل 27–5



أيون APA

الصيغة الكيميائية للمركّب هي: $C_8H_5NO_4^{2-}$

موقع واجباتي

موقع واجباتي

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

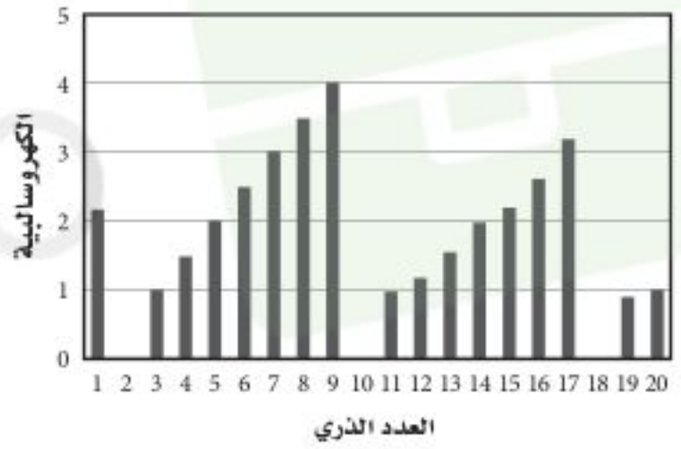
1. الاسم الشائع للمركب SiI_4 هو رباعي أيودو سيلان. ما الاسم العلمي له؟

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

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

a. CO_2
b. $CHCl_3$
c. AsI_3
d. BeF_2

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

4. بيِّن أيّ أزواج العناصر الآتية يكوّن رابطة أيونية؟

a. العدد الذري 3 و 4
b. العدد الذري 7 و 8
c. العدد الذري 4 و 18
d. العدد الذري 8 و 12

5. أيّ مما يأتي يمثّل تركيب لويس لثنائي كبريتيد السليكون؟

a. :S::Si::S:
b. ·̈S::Si::S·̈
c. ·̈S:Si:S·̈
d. :S̈:Sï:S̈:

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

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

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 7 و 8.

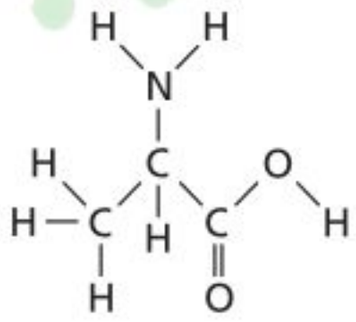
طاقة تفكيك الروابط عند 298k

الرابطة	kJ/mol	الرابطة	kJ/mol
Cl–Cl	242	N≡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. أيّ الغازات الثنائية الذرات فيما يأتي له أقصر رابطة بين ذرتيه؟

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

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



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

9. أيّ المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني؟

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

10. أيّ مما يأتي غير قطبي؟

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

موقع واجباتي

اختبار مقنن

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_2	تساهمية غير قطبية	−220	−188
CH_4	تساهمية غير قطبية	−183	−162
NH_3	تساهمية قطبية	−78	33
CH_3Cl	تساهمية قطبية	−64	61
KBr	أيونية	730	1435
Cr_2O_3	أيونية	؟	4000

11. تم اكتشاف مركّب درجة انصهاره 100 °C−. فأي 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. أيّ مما يأتي لا يمكن أن يكون درجة انصهار Cr_2O_3؟

a. 2375 °C

b. 950 °C

c. 148 °C

d. 3342 °C

13. أيّ 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.

أسئلة الإجابات القصيرة

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 14 و15.

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

14. اعتمادًا على تراكيب لويس المبينة أعلاه، أي الأزواج الآتية ترتبط بنسبة 3 : 2 ؟

a. ليثيوم وكربون

b. بيريليوم وكلور

c. بيريليوم ونيتروجين

d. بورون وأكسجين

e. بورون وكربون

15. ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الأخير في عنصر البريليوم إذا أصبح أيونًا موجبًا؟

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 تعرُّفهما اعتمادًا على أسمائهما وصيغتيهما؟

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 أن الصيغة الجزيئية تُبين عدد ذرات كلّ عنصر.

موقع واجباتي

أسئلة الإجابات المفتوحة

ينتج الجزيء XY_2 عن اتحاد ذرة العنصر X مع ذرتين من العنصر Y. إذا علمت أنّ 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.

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

19. وضِّح نوع المستوى الهجين في هذا الجزيء.

التوزيع الذري لـ X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

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

20. فسر لماذا تكون الزوايا بين الروابط في هذا الجزيء أقل من 109.5 درجة؟

رغم أن التهجين في هذا الجزيء sp^3 إلا أن الزاوية أقلّ من 109.5°؛ بسبب تنافر أزواج الإلكترونات غير المترابطة الموجودة على الذرة المركزية.

موقع واجباتي