

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية



حل مراجعة وفق الهيكل الوزاري منهج بريدج الخطة M

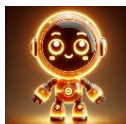
موقع المناهج ← المناهج الإماراتية ← الصف الحادي عشر العام ← كيمياء ← الفصل الثاني ← حلول ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 16:17:35 2025-03-02

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب الاختبارات الكترونية | اختبارات | حلول | عروض بوربوينت | أوراق عمل
منهج انجليزي | ملخصات وتقارير | مذكرات وبنوك | الامتحان النهائي للمدرس

المزيد من مادة
كيمياء:

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الحادي عشر العام



صفحة المناهج
الإماراتية على
فيسبوك

الرياضيات

اللغة الانجليزية

اللغة العربية

التربية الاسلامية

المواد على تلغرام

المزيد من الملفات بحسب الصف الحادي عشر العام والمادة كيمياء في الفصل الثاني

حل مراجعة وفق الهيكل الوزاري منهج بريدج الخطة M	1
الهيكل الوزاري الامتحاني الجديد منهج بريدج الخطة 101-C	2
عرض بوربوينت درس وصف التفاعلات الكيميائية	3
حل أسئلة مراجعة نهائية وفق الهيكل الوزاري	4
أسئلة مراجعة نهائية وفق الهيكل الوزاري	5

حل هيكل اختبار الكيمياء للفصل الدراسي الثاني
خطة

(M)

الصف الحادي عشر عام

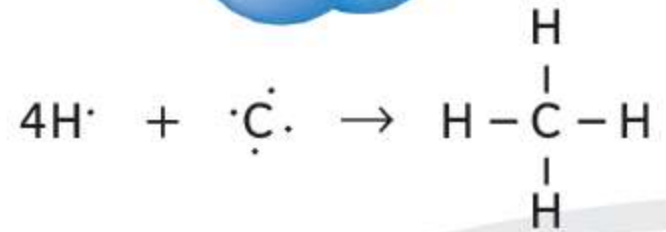
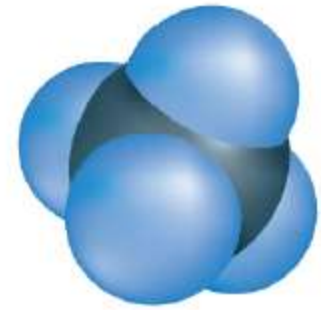
روابط تساهمية أحادية

عندما تتم مشاركة زوج واحد فقط من الإلكترونات، كما في جزيء الهيدروجين، تعتبر هذه رابطة تساهمية أحادية. ويُشار إلى زوج الإلكترونات المُشارك بالزوج المرتبط. بالنسبة إلى جزيء الهيدروجين، كما هو موضح في الشكل 4 تجذب كل ذرة مرتبطة تساهميًا زوج الإلكترونات المتشاركة بالتساوي. ولهذا، ينتمي الإلكترونان المتشاركان إلى كل ذرة بالتزامن، مما يعطي كل ذرة هيدروجين شكل توزيع الغاز النبيل الهيليوم ($1s^2$) وطاقة أقل. ويعتبر جزيء الهيدروجين أكثر استقرارًا من ذرة الهيدروجين المفردة.

تذكر أنه يمكن استخدام الترميز النقطي للإلكترون في توضيح إلكترونات التكافؤ للذرات. في **بني لويس** يمكن تمثيل توزيع الإلكترونات بحيث يمثل خط أو زوج من النقاط العمودية بين رموز العناصر رابطة تساهمية أحادية في بنية لويس. على سبيل المثال، يُكتب جزيء الهيدروجين في صورة H—H أو H:H.

c

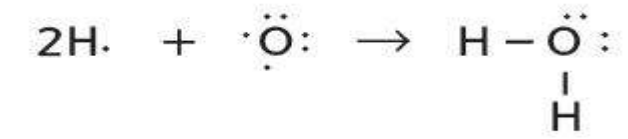
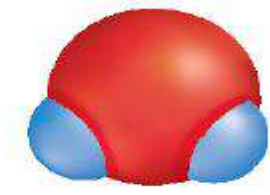
الميثان



أربع روابط تساهمية أحادية

a

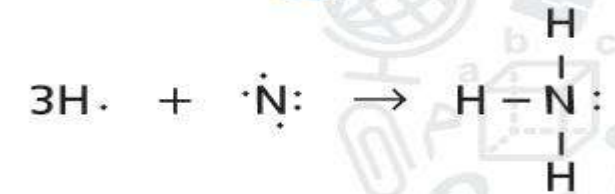
ماء



رابطتان تساهميتان أحاديتان

b

الأمونيا



ثلاث روابط تساهمية أحادية

■ الشكل 5 تعرض هذه المعادلات الكيميائية كيف تُشارك الذرات الإلكترونات وتُصبح مستقرة. وكما هو موضح عن طريق بنية لويس لكل جزيء، فإن جميع الذرات في كل جزيء تصل إلى مستوى طاقة خارجي ممتلئ.

صِف بالنسبة إلى الذرة المركزية في كل جزيء، صف كيفية تحقيق قاعدة الثمانية.

المجموعة 15 والروابط الأحادية تُكوّن عناصر المجموعة

15 ثلاث روابط تساهمية مع ذرات من اللافلزات. النيتروجين هو عنصر من عناصر المجموعة 15 له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^3$. الأمونيا لها (NH_3) ثلاث روابط تساهمية أحادية. ثلاث إلكترونات من النيتروجين ترتبط مع ثلاث ذرات هيدروجين تاركة زوجًا من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة النيتروجين. الشكل 5b يوضح بنية لويس لجزيء الأمونيا. يكون النيتروجين أيضًا مركبات مشابهة مع ذرات عناصر المجموعة 17، مثل: ثالث فلوريد النيتروجين (NF_3) وثالث كلوريد النيتروجين (NCl_3) و ثالث بروميد النيتروجين (NBr_3). تشارك كل ذرة من ذرات عناصر المجموعة 17 مع ذرة النيتروجين زوجًا من الإلكترونات.

المجموعة 14 والروابط الأحادية تكون ذرات عناصر

المجموعة 14 أربع روابط تساهمية. يتكوّن جزيء الميثان (CH_4) عند ارتباط ذرة كربون مع أربع ذرات هيدروجين. الكربون هو عنصر من عناصر المجموعة 14 له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$. يحتاج الكربون، الذي له أربعة إلكترونات تكافؤ، إلى أربعة إلكترونات أخرى للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. ولهذا، عندما يرتبط الكربون مع ذرات أخرى، فإنه يكون أربع روابط تساهمية. ونظرًا لأن ذرة الهيدروجين، وهو عنصر من عناصر المجموعة الأولى، له إلكترون تكافؤ واحد، فإن ذرة الكربون تحتاج إلى أربع ذرات هيدروجين لتوفير الأربعة إلكترونات التي تحتاجها. وتظهر بنية لويس للميثان في الشكل 5c. كما يكوّن الكربون أيضًا روابط تساهمية أحادية مع ذرات لافلزية أخرى من بينها تلك الموجودة في المجموعة 17.

المجموعة 17 والروابط الأحادية الهالوجينات - عناصر

المجموعة 17، مثل الفلور - لديها سبعة إلكترونات تكافؤ. وحتى تصل إلى قاعدة الثمانية تحتاج إلى إلكترون واحد، ولهذا تكون ذرات عناصر المجموعة 17 روابط تساهمية أحادية مع ذرات عناصر لافلزية أخرى، مثل: الكربون. لقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية بذرات متطابقة. على سبيل المثال، يوجد الفلور في صورة F_2 والكلور في صورة Cl_2 .

المجموعة 16 والروابط الأحادية يمكن لذرة من عناصر

المجموعة 16 مشاركة إلكترونين ويمكن لها تكوين رابطتين تساهمتين. الأكسجين هو عنصر من عناصر المجموعة 16 وله الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^4$. يتكون الماء من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. كل ذرة هيدروجين يصبح لها الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل الهيليوم عندما تشارك إلكترونًا واحدًا مع الأكسجين. ويصبح للأكسجين الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل النيون عندما يُشارك إلكترونًا واحدًا مع كل ذرة هيدروجين. الشكل 5a يعرض بنية لويس لجزيء من الماء. تجدر الإشارة إلى أن ذرة الأكسجين لها رابطتين تساهمتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المشتركة.

Which of the following elements does **NOT** exist as a diatomic molecule?

أي من العناصر التالية لا يتواجد على صورة جزيء ثنائي الذرة؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.02.005 ◦

Nitrogen



النيتروجين

.a

Carbon



الكربون

.b

Oxygen



الأكسجين

.c

Hydrogen



الهيدروجين

.d

Activate Windows
Go to Settings to activate Windows.

ومن المهم ملاحظة أن الجزيئات التي لديها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وباي. تتكون الرابطة التساهمية الثنائية كما هو موضح في الشكل 9 من رابطة باي واحدة ومن رابطة سيجما. تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطتين باي ومن رابطة سيجما واحدة.

قوة الروابط التساهمية

تذكر أن الرابطة التساهمية تشمل قوى تجاذب وتنافر. في أي جزيء، تجذب النوى والإلكترونات بعضها البعض، إلا أن النوى تتنافر مع النوى الأخرى وتتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى. عند اضطراب هذا التوازن من القوى، تنكسر أي رابطة تساهمية. ونظرًا لأن الروابط التساهمية تختلف في القوة، تنكسر بعض الروابط بسهولة مقارنة بالروابط الأخرى. وتؤثر العديد من العوامل الأخرى على قوة الروابط التساهمية.

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النوى المترابطة. ويُطلق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب طول الرابطة كما هو موضح في الشكل 10. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المرتبطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تُدرج أطوال الرابطة لجزيئات الفلور (F_2) والأكسجين (O_2) والنتروجين (N_2) في الجدول 1. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة.

يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضًا؛ فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زادت قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F_2 أضعف من الرابطة الثنائية كما في O_2 . وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O_2 أضعف من الرابطة الثلاثية في N_2 .

الروابط التساهمية المتعددة

في بعض الجزيئات، تصل الذرات للترتيب الإلكتروني للغاز النبيل عندما تُشارك أكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أو أكثر. تكوّن مشاركة أزواج الإلكترونات المتعددة روابط تساهمية متعددة. وتعتبر الرابطة التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على الروابط المتعددة. وتكون غالبًا ذرات الكربون والنتروجين والأكسجين والكبريت روابط متعددة مع اللافلزات. كيف تعرف إذا كانت ذرتان ستكوّنان رابطة متعددة؟ وبوجه عام، يساوي عدد إلكترونات التكافؤ المطلوب للوصول إلى قاعدة الثمانية عدد الروابط التساهمية التي يمكن أن تتكوّن.

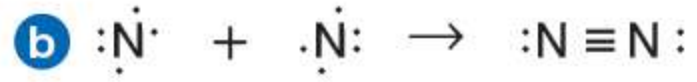
الروابط الثنائية تتكوّن الرابطة التساهمية الثنائية عندما تتم مشاركة زوجين من الإلكترونات بين ذرتين. على سبيل المثال، تتواجد ذرات عنصر الأكسجين فقط في صورة جزيئات ثنائية الذرة. لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ وينبغي أن تحصل على إلكتروني إضافيين للوصول إلى توزيع الغاز النبيل كما هو موضح في الشكل 8a. تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تُشارك كل ذرة أكسجين إلكترونين؛ ويتم مشاركة إجمالي زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتم مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النتروجين ثنائي الذرة (N_2) على رابطة تساهمية ثلاثية. تُشارك كل ذرة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات مكونة رابطة ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في الشكل 8b.

الرابطة باي (π) الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما مع رابطة باي واحدة على الأقل. تُمثل **رابطة باي** بالحرف اليوناني (π) وهي تتكوّن عندما تتداخل أفلاك جنبًا إلى جنب وتتشترك في الإلكترونات. يشغل زوج الإلكترونات المشترك في رابطة باي المساحة أعلى وأسفل الخط الذي يمثل الموضع الذي ترتبط فيه الذرتين سوياً.

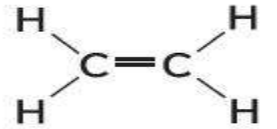
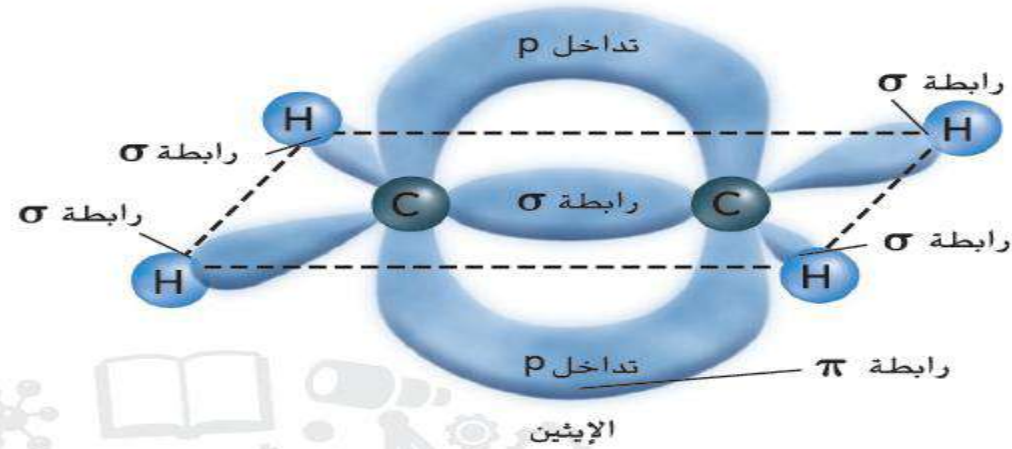


الشكل 8 تتكوّن الروابط التساهمية المتعددة عندما تتشارك ذرتان في أكثر من زوج واحد من الإلكترونات. **a**. تكوّن ذرتا أكسجين رابطة ثنائية. **b**. تتكون رابطة ثلاثية بين ذرتي النيتروجين.



الشكل 9 لاحظ كيف تتكون الرابطة

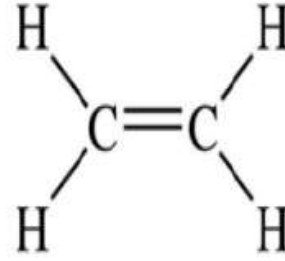
المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين (C_2H_4) من رابطة سيجما ورابطة باي. تتكون رابطة سيجما عن طريق تداخل الأفلاك الرأسية الرأسية مباشرة بين ذرتي الكربون. وتكون ذرات الكربون قريبة جدًا بحيث تتداخل (جنبًا إلى جنب) أفلاك p المتجاورة مكونة رابطة باي. وهذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما.



ومن المهم ملاحظة أن الجزيئات التي لديها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وباي. تتكون الرابطة التساهمية الثنائية كما هو موضح في **الشكل 9** من رابطة باي واحدة ومن رابطة سيجما. تتكون الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطتين باي ومن رابطة سيجما واحدة.

How many sigma bonds (δ) and pi bonds (π) are in ethene molecule C_2H_4 structure shown down?

كم عدد روابط سيجما (δ) وروابط باي (π) الموجودة في صيغة جزيء الإيثين C_2H_4 المُبين أدناه؟



المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.02.024 ◦

5 sigma and 1pi

5 سيجما، و 1 باي

4 sigma and 1pi

4 سيجما، و 1 باي

5 sigma and 2pi

5 سيجما، و 2 باي

4 sigma and 2pi

4 سيجما، و 2 باي

Activate Windows

Settings to activate Windows

The nitrogen element belongs to group **15** of the periodic table and has **5** valence electrons.

How nitrogen atoms achieve stability when forming the nitrogen molecule **N₂**?

- A – Each nitrogen atom loses 3 electrons
- B – Two nitrogen atoms share two pairs of electrons
- C – Two nitrogen atoms share three pairs of electrons

ينتمي عنصر النيتروجين الى المجموعة **15** من الجدول الدوري ويمتلك **5** إلكترونات تكافؤ. كيف تحقق ذرات النيتروجين الإستقرار عند تكوين جزيء النيتروجين **N₂**؟

- A – تفقد كل ذرة نيتروجين ثلاث إلكترونات
- B – تتشارك ذرتان نيتروجين زوجين من الإلكترونات
- C – تتشارك ذرتان نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات
- D – تكتسب كل ذرة نيتروجين ثلاث إلكترونات

Which of the following statements is correct based on the data in the table below?

- A – The bond in F_2 is shorter than in O_2
- B – The bond in N_2 is longer than in O_2
- C – The bond in N_2 is longer than in F_2
- D – The bond in N_2 is shorter than in F_2

أي العبارات الآتية صحيحة بالإستناد الى بيانات الجدول أدناه؟

- A – الرابطة في F_2 أقصر منها في O_2
- B – الرابطة في N_2 أطول منها في O_2
- C – الرابطة في N_2 أطول منها في F_2
- D – الرابطة في N_2 أقصر منها في F_2

Bond-Dissociation Energy	طاقة تفكك الرابطة	Molecule	الجزيء
--------------------------	-------------------	----------	--------



13 - عندما ترتبط ذرتا الفلور معا كما في الشكل أدناه فإن:



كل ذرة تمتلك ثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي

كل ذرة تمتلك إلكترونين في مستوى الطاقة الخارجي

تتكون رابطة أيونية بين ذرتي الفلور

تفقد إحدى الذرتين إلكترونًا

14 - ما هو الاسم الصحيح للمركب P_2O_5 ؟

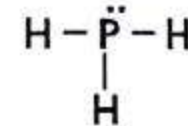
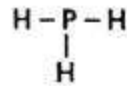
ثاني أكسيد خماسي الفوسفور

أكسيد خماسي الفوسفور

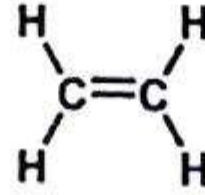
خامس أكسيد ثنائي الفوسفور

ثنائي أكسيد الفوسفور

15 - أي من النماذج التالية يُعبر عن بنية لويس؟



12 - في الجزيء الموضح في الشكل أدناه. كم عدد روابط سيجما وعدد روابط باي التي تتكون في الجزيء؟



كـ ثلاث روابط سيجما وربطتين باي

كـ ثلاث روابط باي وربطتين سيجما

كـ رابطة واحدة سيجما وخمس روابط باي

كـ رابطة واحدة باي وخمس روابط سيجما

الخصائص الفيزيائية والكيميائية لمادة صلبة أو سائلة على الجسيمات الموجودة وعلى أنواع الروابط والقوى داخل الجزيئات وفيما بينها

Physical and chemical properties of a solid or liquid depend on the present particles, the type of bonds, and the molecular forces

الجدول 2 طاقة تفكك الرابطة

طاقة تفكك الرابطة	جزيء
159 kJ/mol	F ₂
498 kJ/mol	O ₂
945 kJ/mol	N ₂

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النوى المترابطة. ويُطلق على المسافة بين نواتين مترابطتين في موضع الحد الأقصى للجذب طول الرابطة كما هو موضح في الشكل 10. وهو يحدد بواسطة أحجام الذرتين المرتبطتين وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة بينهما. تُدرج أطوال الرابطة لجزيئات الفلور (F₂) والأكسجين (O₂) والنتروجين (N₂) في الجدول 1. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة. يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضًا؛ فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زادت قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F₂ أضعف من الرابطة الثنائية كما في O₂. وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O₂ أضعف من الرابطة الثلاثية في N₂.

التأكد من فهم النص اربط نوع الرابطة التساهمية بطول الرابطة.

الجدول 1 نوع الرابطة التساهمية وطول الرابطة

طول الرابطة	نوع الرابطة	جزيء
1.43 x 10 ⁻¹⁰ m	تساهمية أحادية	F ₂
1.21 x 10 ⁻¹⁰ m	تساهمية ثنائية	O ₂
1.10 x 10 ⁻¹⁰ m	تساهمية ثلاثية	N ₂

وتشير أيضًا طاقة تفكك الرابطة إلى قوة أي رابطة كيميائية؛ وذلك بسبب العلاقة العكسية بين طاقة الرابطة وطولها. وكما تمت الإشارة إليه في **الجدول 1** و**الجدول 2** فكلما قل طول الرابطة، زادت طاقة تفكك الرابطة. ويحدد مجموعة قيم طاقة تفكك الرابطة لجميع الروابط في أي جزيء مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في أي جزيء من ذلك المركب.

ويتم تحديد التغير الإجمالي في الطاقة لأي تفاعل كيميائي من طاقة الروابط المتفككة و المتكونة. يحدث **التفاعل الماص للحرارة** عندما يتطلب وجود كمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكثر من الكمية الناتجة عند تكوين الروابط الجديدة في النواتج. يحدث **التفاعل الطارد للحرارة** عند تُطلق كمية كبيرة من الطاقة أثناء تكوّن الرابطة مقارنة بحجم الطاقة المطلوب لكسر الروابط في المواد المتفاعلة. **الشكل 11** يوضح تفاعل طارد للحرارة شائع. ستدرس التفاعلات الطاردة للحرارة والماصة للحرارة بمزيد من التفاصيل عند دراسة تغييرات الطاقة في التفاعلات الكيميائية.

statement is **true** of the table shown down?

أي العبارات التالية **صحيحة** فيما يتعلق بالجدول أدناه؟

Bond-Dissociation energy طاقة تفكك الرابطة	Bond length طول الرابطة	Molecule الجزيء
159 kJ/mol	$1.43 \times 10^{-10} m$	F ₂
498 kJ/mol	$1.21 \times 10^{-10} m$	O ₂
945 kJ/mol	$1.10 \times 10^{-10} m$	N ₂

As bond length increases the bond dissociation energy increases

كلما زاد طول الرابطة كلما زادت طاقة تفكك الرابطة

.a

Single bond is the shortest and have the less bond dissociation energy

الرابطة الأحادية هي الأقصر ولها أقل طاقة تفكك

.b

Triple bond is the shortest and have the high bond dissociation energy

الرابطة الثلاثية هي الأقصر ولها أعلى طاقة تفكك

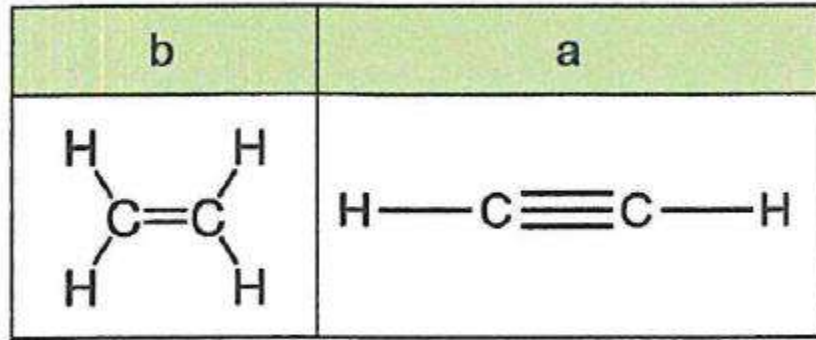
.c

As bond length decreases the bond dissociation energy decrease

كلما قل طول الرابطة كلما قلت طاقة تفكك الرابطة

.d

11. أي مما يأتي صحيح فيما يتعلق بطاقة تفكك الرابطة بين ذرتي الكربون في كل من **a** و **b**؟



هـ تحتاج الرابطة في **a** طاقة أكبر من الرابطة في **b**

هـ تحتاج الرابطة في **a** طاقة أقل من الرابطة في **b**

هـ تحتاج الرابطة في **a** نفس الطاقة التي تحتاجها الرابطة في **b**

هـ تنكسر الروابط في كل **a** و **b** دون أي طاقة

استخدم الجدول التالي للإجابة عما يليه من أسئلة. 

الجزء	طاقة تفكك الرابطة
N_2	945 kJ/ mol
F_2	159 kJ/ mol
O_2	498 kJ/ mol

28 - رتب الجزيئات حسب طول الرابطة من الأقصر إلى الأطول:

(الأقصر) هو ثم ثم (الأطول)

29 - كم عدد أزواج الإلكترونات المشتركة في الجزيء O_2 ؟

30 - كم عدد أزواج الإلكترونات المشتركة في الجزيء N_2 ؟

الجدول 3 البادئات في المركبات التساهمية

البادئة	عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات
سداسي	6	أحادي	1
سباعي	7	ثنائي	2
ثماني	8	ثلاثي	3
تساعي	9	رباعي	4
عشاري	10	خماسي	5

1. يرد اسم العنصر الأول من الصيغة في النهاية. مع استخدام الاسم الكامل لهذا العنصر. **N هو رمز النيتروجين.**

2. ويذكر اسم العنصر الثاني من الصيغة باستخدام الجذر مع إضافة المقطع -يد. **O هو رمز الأكسجين وبالتالي فإن الكلمة الأولى هي أكسيد.**

3. تشير البادئات إلى عدد الذرات المكونة لكل عنصر والموجودة في الصيغة. **الجدول 3** يحتوي على قائمة البادئات الأكثر استخداماً. **هناك ذرتا نيتروجين وذرة أكسجين، وهكذا فإن المقطع الثاني هو ثنائي النيتروجين والمقطع الأول هو أول أكسيد.**

هناك استثناءات في استخدام البادئات مبيّنة في **الجدول 3**. العنصر الأول في الصيغة لا يستخدم البادئة أحادي. على سبيل المثال، CO هو أول أكسيد الكربون، وليس أول أكسيد أحادي الكربون. كذلك، عند كتابة البادئة في بداية الاسم نستخدم أول، ثاني، ثالث، رابع، خامس بدلاً من أحادي، ثنائي، ثلاثي، رباعي، خماسي على الترتيب..

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية قم بتسمية المركب P_2O_5 . والمستخدم كعامل تجفيف وتجفاف.

1 حل المسألة

أعطيت صيغة المركب. تحتوي الصيغة على عناصر وعدد ذرات كل عنصر في جزيء المركب. ونظراً لوجود عنصرين مختلفين فقط وكلاهما من اللافلزات، يمكن تسمية المركب باستخدام قواعد تسمية المركبات الجزيئية الثنائية.

2 حساب المجهول

أولاً، قم بتسمية العناصر المشتركة في المركب.

العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور. فوسفور

أكسيد

العنصر الثاني في الصيغة، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين. أضف المقطع -يد إلى جذر الأكسجين. ضم الاسمين.

أكسيد الفوسفور

الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الجزيء.

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور من الصيغة P_2O_5 . أنت تعلم أن ذرتي فوسفور وخمس ذرات أكسجين تكوّن جزيء المركب.

3 قيم الإجابة

يوضح اسم خامس أكسيد ثنائي الفوسفور أن الجزيء من المركب يحتوي على ذرتين فوسفور وخمس ذرات أكسجين. وهذا ما يتوافق مع الصيغة الكيميائية للمركب، P_2O_5 .

اكتب اسم كل مركب من المركبات الثنائية التساهمية الواردة أدناه.

14. CO_2

ثاني أكسيد الكربون

15. SO_2

ثاني أكسيد الكبريت

16. NF_3

ثالث فلوريد النيتروجين

17. CCl_4

رابع كلوريد الكربون

18. تحدي ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟



What is the name of the molecular compound S_2F_{10} ?

A –Decasulfur Difluoride

B –Disulfur Decafluoride

C – Difluoride decaselenium

D – Difluoride diselenium

ما اسم المركب الجزيئي ذي الصيغة S_2F_{10} ؟

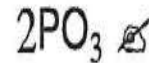
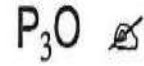
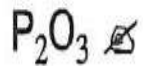
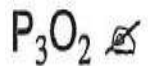
A – ثاني فلوريد عشاري الكبريت

B – عاشر فلوريد ثنائي الكبريت

C – ثاني فلوريد عشاري السيلينيوم

D – عاشر فلوريد ثنائي السيلينيوم

12. ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور؟



is the **incorrect** name of the chemical formula
n in front of it?

ما الاسم **غير الصحيح** للصيغة الكيميائية المكتوبة أمامه؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.012 ◦

N_2H_4 : Dinitrogen tetrahydride

N_2H_4 : رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين

.a

CCl_4 : Carbon tetrachloride

CCl_4 : رابع كلوريد الكربون

.b

SiO_2 : Silicon dioxide

SiO_2 : ثاني أكسيد السيلكون

.c

P_2O_5 : Penta phosphide dioxide

P_2O_5 : خامس فوسفيد ثنائي الأوكسجين

.d

22 - أكمل فراغات الجدول التالي بكتابة اسم المركب أو صيغته.

الصيغة	اسم المركب
.....	رابع كلوريد الكربون
H_2SO_4
.....	عاشر فلوريد ثنائي الكبريت
SO_2
.....	كلوريد النحاس (II)

acid

Textbook + Tables 4 & 5+ Applications

الجدول 4 تسمية الأحماض الأكسجينية

اسم الحمض	المقطع	أنيون أكسجيني	مركب
حمض الكلوريك	-يك	كلورات	HClO_3
حمض الكلوروز	-وز	كلوريت	HClO_2
حمض النيتريك	-يك	نترات	HNO_3
حمض النيتروز	-وز	نيتريت	HNO_2

تسمية الأحماض الثنائية الحمض الثنائي يحتوي على الهيدروجين و عنصر واحد آخر. تشرح القواعد التالية التسمية الشائعة للحمض الثنائي المعروف بـ حمض الهيدروكلوريك.

1. تضم الكلمة الثانية البادئة هيدرو التي تشير لمكوّن الهيدروجين من المركب. بقية الكلمة الثانية هي اسم العنصر الثاني مع إضافة المقطع "يك". **HCl** (الهيدروجين والكلور) تصبح **هيدروكلوريك**
2. الكلمة الأولى هي دائمًا حمض. وبالتالي فإن **HCl** في المحلول المائي يسمى **حمض الهيدروكلوريك**.

رغم أن مفردة ثنائي تشير تحديدًا إلى عنصرين، فإن عددًا قليلًا من الأحماض التي تحتوي على أكثر من عنصرين تتم تسميتها وفقًا لقواعد تسمية الأحماض الثنائية. إذا غاب الأكسجين عن صيغة المركب الحمضي، يسمى الحمض بنفس الطريقة التي تسمى بها الأحماض الثنائية. غير أن الجزء الثاني من الاسم هو اسم الأيون متعدد الذرات الذي يتضمنه الحمض. على سبيل المثال، HCN ، والمتكون من الهيدروجين وأيون السيانيد، يسمى حمض الهيدروسيانيك في المحلول.

تسمية الأحماض الأكسجينية الحمض الذي يحتوي على ذرة هيدروجين وأنيون أكسجيني يشار إليه باسم **حمض أكسجيني**. تذكر بأن الأنيون الأكسجيني هو أيون متعدد الذرات يحتوي على ذرة واحدة أو أكثر من ذرات الأكسجين. تشرح القواعد التالية طريقة تسمية حمض النيتريك (HNO_3)، وهو حمض أكسجيني .

1. أولاً، تعرّف على الأنيون الأكسجيني الموجود. تتمثل الكلمة الثانية من اسم حمض أكسجيني في جذر كلمة الأيون الأكسجيني مع البادئة "بيير" أو "هيو" إذا كانت جزءًا من اسم الأنيون الأكسجيني. تحتوي الكلمة الثانية من اسم الحمض الأكسجيني أيضًا على مقطع يعتمد على مقطع الأنيون الأكسجيني. إذا كان اسم الأنيون الأكسجيني ينتهي بالمقطع "ات"، يستبدل بالمقطع "يك". إذا كان اسم الأنيون الأكسجيني ينتهي بالمقطع "يت"، يستبدل بالمقطع "وز". NO_3^- أيون النترات يصبح نيتريك.
2. الكلمة الأولى من الاسم هي دائمًا حمض. HNO_3 (الهيدروجين وأيون النترات) يصبح حمض النيتريك.

ما صيغة حمض الكلوريك؟

What is the formula of chloric acid?

 HClO_3 – A HClO_2 – B HClO – C HCl – DA – HClO_3 B – HClO_2 C – HClO D – HCl

Which is the correct chemical formula
represents **chloric acid**?

ما الصيغة الكيميائية الصحيحة التي تُمثل **حمض الكلوريك**؟

المخرجات التعليمية المرتبطة

CHM.5.1.01.012 ◦

HClO₃

HClO₂

HCl

HOCl

الجدول 5 صيغ وأسماء بعض المركبات التساهمية.

اسم المركب الجزيئي	الاسم الشائع	الصيغة
أول أكسيد ثنائي الهيدروجين	الماء	H ₂ O
ثالث هيدريد النيتروجين	الأمونيا	NH ₃
رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين	الهيدرازين	N ₂ H ₄
حمض الهيدروكلوريك	حمض المورياتيك	HCl
حمض الأسيتيل سالسيليك	أسبيرين	C ₉ H ₈ O ₄

yacid) given its chemical formula and vice versa

كتابة الصيغ انطلاقاً من الأسماء

يكشف اسم المركب الجزيئي عن تركيبه وهو مهم في التعبير عن طبيعة المركب. انطلاقاً من اسم أي جزيء ثنائي، نستطيع كتابة الصيغة الكيميائية الصحيحة. تشير البادئات الواردة في أي اسم إلى العدد الصحيح لكل ذرة توجد في الجزيء وتحدد الأرقام السفلية المستخدمة في كل صيغة. إذا كنت تواجه صعوبات في كتابة الصيغ انطلاقاً من أسماء المركبات الثنائية، قد ترغب في مراجعة قواعد التسمية الواردة في بداية هذا القسم.

يمكن اشتقاق صيغة حمض ما من اسمه. من المفيد أن نتذكر أن كافة الأحماض الثنائية تحتوي على الهيدروجين مع عنصر آخر. بالنسبة للأحماض الأكسجينية - وهي الأحماض التي تحتوي على الأنيونات الأكسجينية - سوف تحتاج لمعرفة أسماء الأنيونات الأكسجينية الشائعة. إذا احتجت لمراجعة أسماء الأنيونات الأكسجينية، انظر الجدول 9 من الوحدة السابقة.

تطبيقات

اكتب صيغة كل مركب من المركبات التالية:

25. كلوريد الفضة $AgCl$

26. أول أكسيد ثنائي الهيدروجين H_2O

27. ثالث فلوريد الكلور ClF_3

28. ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور P_2O_3

29. عاشر فلوريد ثنائي الكبريت S_2F_{10}

30. تحدّي ما صيغة حمض الكربونيك؟ H_2CO_3

تطبيقات

اكتب أسماء الأحماض التالية:

19. $HClO_3$ حمض الكلوريك

20. HI حمض الهيدرو يوديك

21. $HClO_2$ حمض الكلوروز

22. H_2SO_4 حمض الكبريتيك

23. H_2S حمض الهيدروكبريتيك

24. تحدّي ما صيغة حمض البيريوديك؟

36. اكتب الصيغة الجزيئية لكل مركب من المركبات الواردة أدناه.

أ. ثالث أكسيد ثنائي النيتروجين د. حمض الكلوريك



هـ. حمض الكبريتيك

ب. اول اكسيد النيتروجين



و. حمض الكبريتوز

ج. حمض الهيدروكلوريك



35. طبّق اكتب الصيغة الجزيئية لكل من المركبات التالية: حمض اليوديك، ثالث أكسيد ثنائي الكبريت، أول أكسيد ثنائي النيتروجين، وحمض الهيدروفلوريك.

HIO3 : حمض اليوديك

S2O3 : ثالث اكسيد ثنائي الكبريت

N2O : اول اكسيد ثنائي النيتروجين

HF : حمض الهيدروفلوريك

34. طبّق صف كيف يمكنك تسمية الجزيء N_2O_4 ، باستخدام نظام قواعد تسمية المركبات الجزيئية. **رابع اكسيد ثنائي النيتروجين**

29 - أكمل الجدول التالي.

الصيغة	اسم المركب
.....	كبريتيد الألمنيوم
.....	نترات المغنيسيوم
.....	كرومات الفضة
.....	الأمونيا
.....	حمض الهيدروبروديك

30 - أكمل الجدول التالي.

وجه المقارنة	المركبات الأيونية	المركبات التساهمية	المواد الفلزية
درجات الانصهار والغليان
حالتها عند درجة حرارة الغرفة

مثال 3

بنية لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية الأمونيا هي مادة خام تستخدم في تصنيع الكثير من المنتجات، بما في ذلك الأسمدة ومنتجات التنظيف والمتفجرات. ارسم بنية لويس للأمونيا (NH₃).

1 حل المسألة

تتكون جزيئات الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين. ونظرًا لأن الهيدروجين ينبغي أن يكون ذرة طرفية، فسيكون النيتروجين هو الذرة المركزية.

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

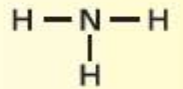
$$1 \text{ N atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{1 \text{ N atom}} + 3 \text{ H atoms} \times \frac{1 \text{ valence electron}}{1 \text{ H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

$$\frac{8 \text{ electrons}}{2 \text{ electrons/pair}} = 4 \text{ pairs}$$

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.

ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية.



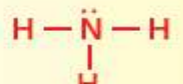
حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

4 أزواج إجمالي - 3 أزواج مستخدمة - زوج واحد متبقي

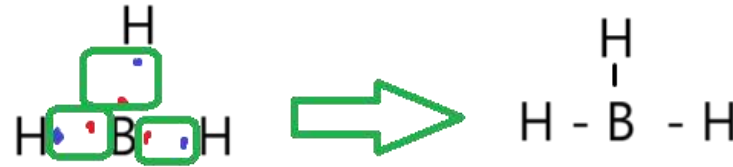
ينبغي أن يضاف الزوج المتبقي (زوج غير مرتبط) إلى الذرات الطرفية أو للذرة المركزية، ونظرًا لأن ذرة الهيدروجين يكون لها رابطة واحدة فقط، فليس لديها أزواج غير مرتبطة.

ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

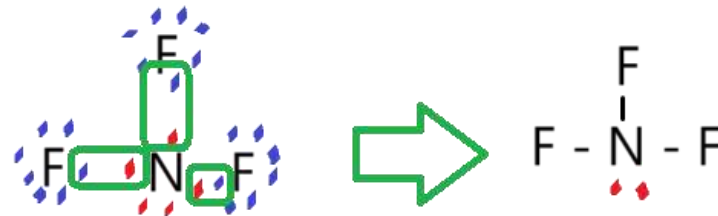


تطبيقات

37. ارسم بنية لويس لـ BH₃.



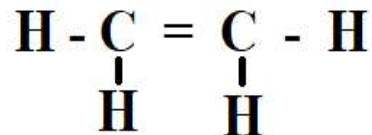
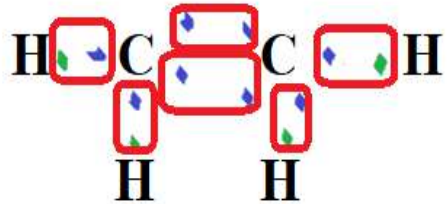
38. تحدي يحتوي جزيء ثالث فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم بنية لويس الخاصة بهذا الجزيء.



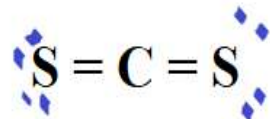
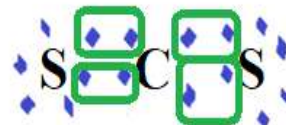
تطبيقات

39. ارسم بنية لويس للإيثيلين، C_2H_4 .

40. تحدي يحتوي جزيء من ثاني كبريتيد الكربون على كل من الأزواج غير المرتبطة والروابط التساهمية المتعددة. ارسم بنية لويس الخاص به.



ثاني كبريتيد الكربون



مثال 4

بنية لويس للمركب التساهمي ذي الروابط المتعددة ثاني أكسيد الكربون هو ناتج التنفس الخلوي. ارسم بنية لويس لثاني أكسيد الكربون (CO_2).

1 حل المسألة

يتكون جزيء ثاني أكسيد الكربون من ذرة كربون واحدة وذرتي أكسجين. ونظرًا لأن الكربون له قوة جذب ضعيفة للإلكترونات المشتركة، فإن الكربون هو الذرة المركزية بينما ذرتا الأكسجين ذرات طرفية.

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

$$1 \text{ C atom} \times \frac{4 \text{ valence electrons}}{1 \text{ C atom}} + 2 \text{ O atoms} \times \frac{6 \text{ valence electron}}{1 \text{ O atom}}$$

يتوفر 16 إلكترون تكافؤ للربط.

حدد إجمالي عدد أزواج الربط عن طريق قسمة عدد الإلكترونات المتوفرة على اثنين.

$$\frac{16 \text{ electrons}}{2 \text{ electrons/pair}} = 8 \text{ pairs}$$

تتوفر ثمانية أزواج من الإلكترونات للترابط.

ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة الكربون المركزية وكل ذرة أكسجين طرفية.



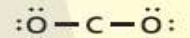
حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية. اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

8 أزواج إجمالي - زوجين مستخدم

= 6 أزواج متبقية

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.



حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوفرة.

6 أزواج متوفرة - 6 أزواج مستخدمة

= 0 زوج متبقي

بنية لويس لأيون متعدد الذرات

ارسم بنية لويس الصحيحة لأيون الفوسفات متعدد الذرات (PO_4^{3-}).

1 حل المسألة

أعطيت بيانات تفيد بأن أيون الفوسفات يتألف من ذرة فوسفور وأربع ذرات أكسجين وشحنته -3. ونظرًا لأن الفوسفور له قوة جذب ضعيفة للإلكترونات المشتركة مقارنة بالأكسجين، فإن الفوسفور هو الذرة المركزية بينما تمثل ذرات الأكسجين الأربعة الذرات الطرفية.

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

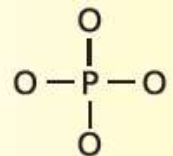
$$1 \text{ P atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{\text{P atom}} + 4 \text{ O atoms} \times \frac{6 \text{ valence electron}}{\text{O atom}}$$

$$+ 3 \text{ electrons x from the negative charge} = 32 \text{ valence electrons}$$

$$\frac{32 \text{ electrons}}{2 \text{ electrons/pair}} = 16 \text{ pairs}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط.

ارسم روابط أحادية من كل ذرة أكسجين طرفية إلى ذرة الفوسفور المركزية.



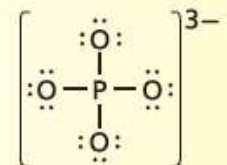
16 زوج متوفر - 4 أزواج مستخدمة

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

$$= 12 \text{ زوج متبقي}$$

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.

يبرهن طرح الأزواج غير المرتبطة المستخدمة من الأزواج المتوفرة على عدم وجود أزواج إلكترونات متوفرة لذرة الفوسفور.



3 تقييم الإجابة

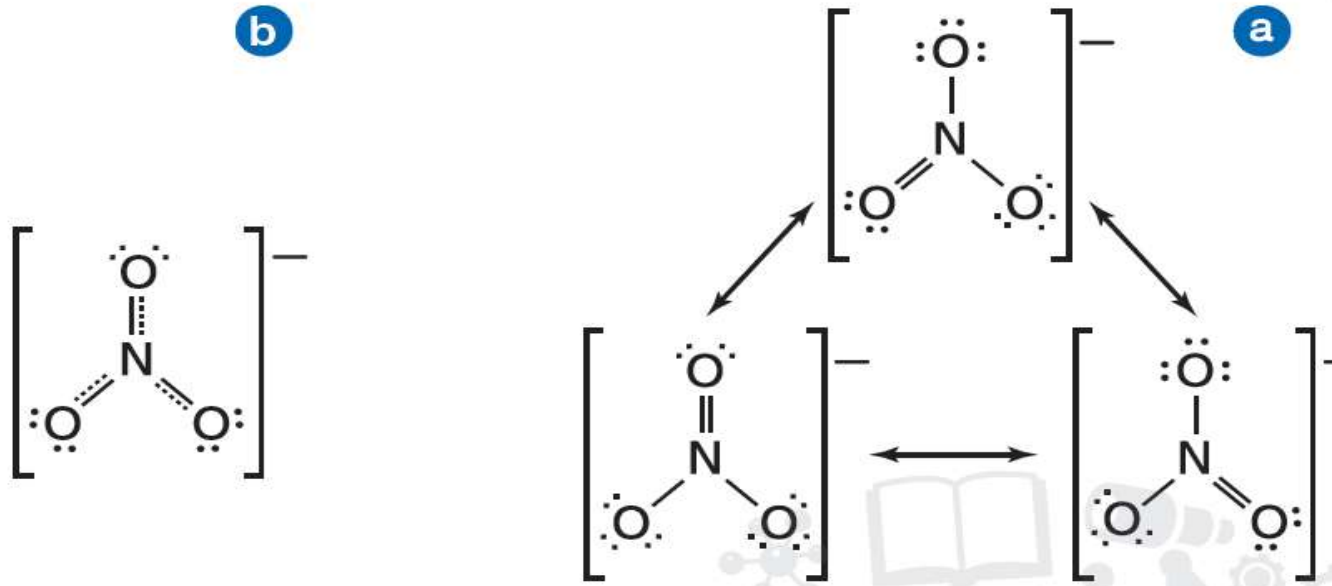
جميع الذرات لها ثمانية والمجموعة لها صافي شحنة -3.

تطبيقات

41. ارسم بنية لويس للأيون NH_4^+ .

42. تحدي يحتوي الأيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة.

ارسم بنية لويس الخاص به.



■ الشكل 14 أيون النترات (NO_3^-) يظهر خصائص رنين. **a**. تختلف تراكيب الرنين هذه فقط في موقع الرابطة الثنائية. مواقع ذرات النيتروجين والأكسجين تبقى كما هي. **b**. يشبه أيون النترات الفعلي متوسط تراكيب الرنين الثلاث. في **a**. تُشير الخطوط المنقطعة إلى المواقع المحتملة للرابطة الثنائية.

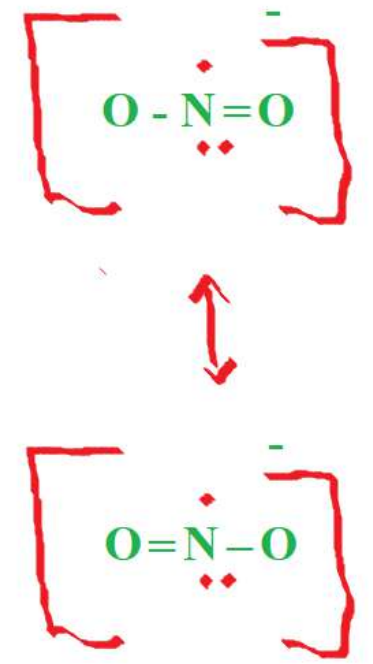
تراكيب الرنين

باستخدام نفس ترتيب الذرات، من الممكن امتلاك أكثر من بنية لويس صحيحة عندما يكون للجزيء أو الأيون متعدد الذرات رابطة أحادية وثنائية. لننظر إلى أيون النترات متعدد الذرات (NO_3^-). المعروف في الشكل 14a. يمكن استخدام ثلاث تراكيب متكافئة لتمثيل أيون النترات.

الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى بنيتين أو أكثر من بُنى لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على

ارسم تراكيب الرنين للجزيئات الآتية:

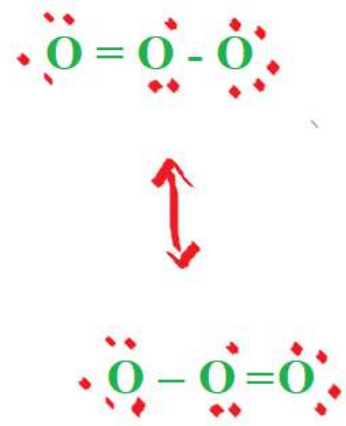
43. NO_2^-



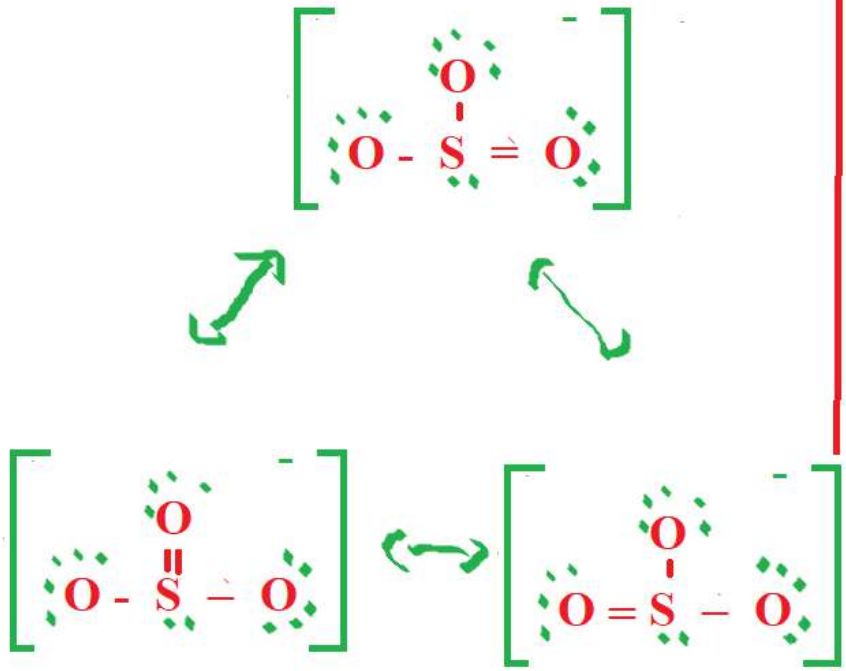
44. SO_2



45. O_3



46. تحدى ارسم تراكيب الرنين للأيون SO_3^{2-} .



تفسير سبب حدوث استثناءات قاعدة الثمانية	نص الكتاب + الأشكال 15 و 16 و 17 + مثال 6 + تطبيقات	88, 89, 90
	Textbook+ Figures 15 16 17 + Examples 6+ Applications	

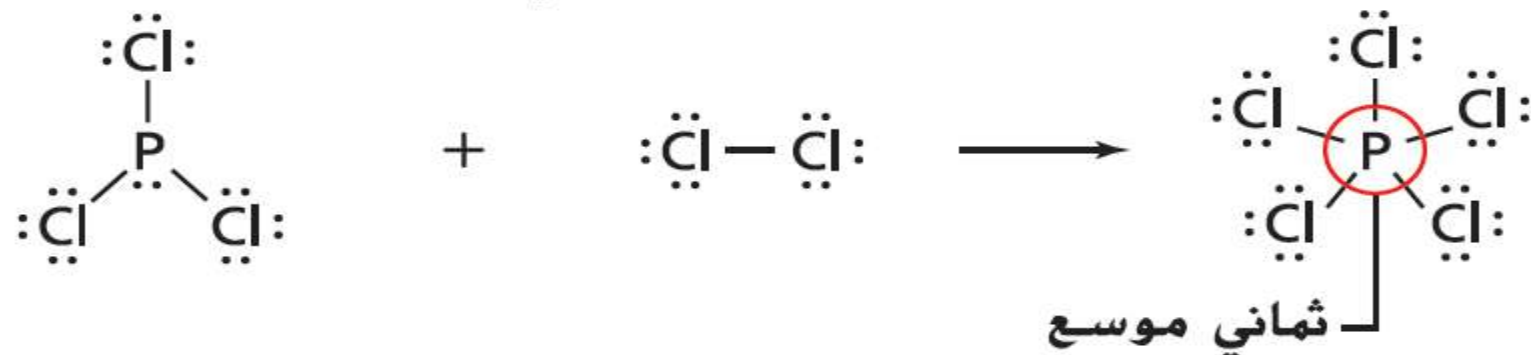
استثناءات لقاعدة الثمانية

تحصل الذرات بوجه عام على ثمانية إلكترونات عندما ترتبط بذرات أخرى. ومع ذلك لا تتبع بعض الجزيئات والأيونات قاعدة الثمانية. هناك عدة أسباب لهذه الاستثناءات.

العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ أولاً، قد يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات عدد فردي من إلكترونات التكافؤ وتكون غير قادرة على تكوين ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. على سبيل المثال، NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين بحيث يكون الإجمالي 17 إلكترونًا والذي لا يمكنه أن يكون عدد صحيح من أزواج الإلكترونات. راجع الشكل 15. مركبا ClO_2 و NO هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

الثمانيات الموسعة تمتلك المجموعة الثالثة من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانية ذرات مركزية تحتوي على أكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ. ويُشار إلى الترتيب الإلكتروني هذا بالثمانيات الموسعة. يمكن شرح قاعدة الثمانيات الموسعة بالنظر إلى أفلاك d التي توجد في مستويات طاقة العناصر في الدورة الثالثة أو أعلى. ومن الأمثلة على قاعدة الثمانيات الموسعة، كما هو موضح في الشكل 17 تكون الرابطة في جزيء PCl_5 . تتكوّن الروابط الخمس من عشرة إلكترونات مشتركة في فلك واحد s وثلاثة أفلاك p وفلك واحد d. ومن الأمثلة الأخرى أيضًا SF_6 والذي يمتلك ست روابط تشارك 12 إلكترونًا في الفلك s وثلاثة أفلاك p وفلكين d. عند رسم هياكل لويس لهذه المركبات، تتم إضافة إما أزواج غير مرتبطة إضافية إلى الذرة المركزية أو وجود أكثر من أربع روابط في

■ الشكل 17 قبل تفاعل PCl_3 و Cl_2 ، فإن كل ذرة متفاعلة تتبع قاعدة الثمانية. بعد التفاعل، يكون للنتاج PCl_5 ، ثمانيات موسعة تحتوي على عشرة إلكترونات.



مثال 6

بنية لويس: استثناءات قاعدة الثمانية الزينون هو غاز نبيل بكون عدة مركبات عند تفاعله مع اللافلزات التي تجذب الإلكترونات بشدة. ارسم بنية لويس لرابع فلوريد الزينون (XeF_4).

1 حل المسألة

أعطيت بيانات مفادها أن جزيء من رابع فلوريد الزينون يتكون من ذرة زينون واحدة وأربع ذرات فلور. يمتلك الزينون قوة جذب ضعيفة للإلكترونات، وبالتالي فهو الذرة المركزية.

2 حساب المجهول

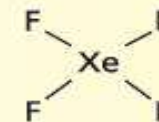
أولاً، ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

$$1 \text{ Xe atom} \times \frac{8 \text{ valence electrons}}{1 \text{ Xe atom}} + 4 \text{ F atoms} \times \frac{7 \text{ valence electron}}{1 \text{ F atom}} = 36 \text{ valence electrons}$$

حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

$$\frac{36 \text{ electrons}}{2 \text{ electrons/pair}} = 18 \text{ pairs}$$

استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F بذرة Xe المركزية.



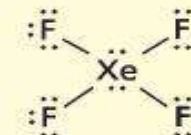
حدد عدد الأزواج المتبقية

$$18 \text{ pairs available} - 4 \text{ pairs used} = 14 \text{ pairs available}$$

أضف ثلاثة أزواج لكل ذرة F للوصول إلى قاعدة الثمانية. حدد عدد الأزواج المتبقية.

$$14 \text{ pairs} - 4 \text{ F atoms} \times \frac{3 \text{ pairs}}{1 \text{ F atom}} = 2 \text{ pairs unused}$$

ضع الزوجين المتبقين على ذرة الزينون المركزية.



3 تقييم الإجابة

تعطي هذه البنية ذرة الزينون 12 إلكترونًا وذلك وفقًا لقاعدة الثمانية الموسعة. مركبات الزينون، مثل XeF_4 المعروضة هنا، سامة لأنها نشطة كيميائيًا للغاية.

تطبيقات

ارسم بنية لويس وفقاً لقاعدة الثمانية الموسعة لكل جزيء.

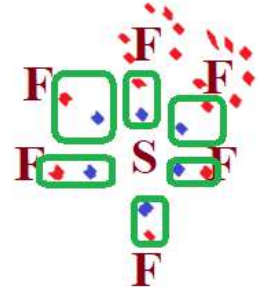
47. ClF_3

48. PCl_5

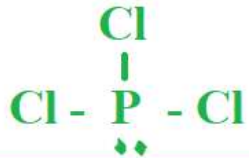
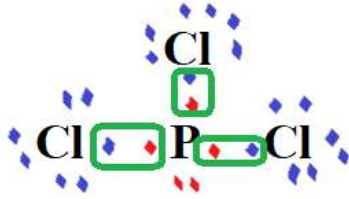
49. تحدي ارسم بنية لويس للجزيء المكوّن من ارتباط ست ذرات فلور وذرة كبريت واحدة بروابط تساهمية.

49

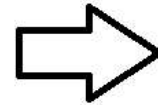
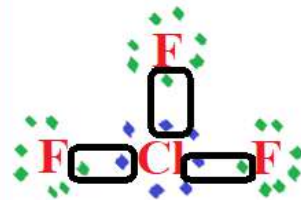
SF_6



PCl_5



ClF_3



13. لماذا يُعتبر المركب NO_2 من استثناءات قاعدة الثمانية؟

الأعداد الذرية (N = 7 , O = 8)

☞ بسبب الثمانيات الموسعة

☞ لوجود عدد فردي من إلكترونات التكافؤ

☞ بسبب الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية

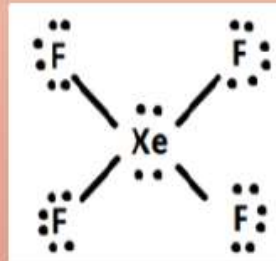
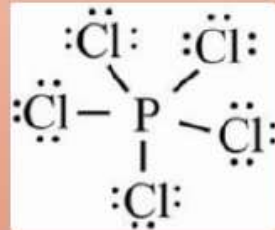
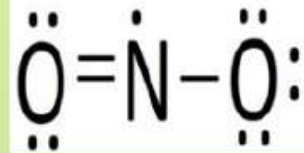
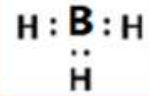
☞ لوجود زوج حر من الإلكترونات حول ذرة النيتروجين

of the following is **excepted** from the octet

cause odd number of valence electrons?

أي من التالية **تُستثنى** من قاعدة الثمانيات

بسبب وجود عدد فردي من إلكترونات التكافؤ؟



العملية التي يعاد فيها ترتيب الذرات في مادة أو أكثر لتكوين مواد مختلفة تسمى **التفاعل الكيميائي**. التفاعل الكيميائي هو تسمية أخرى للتغير الكيميائي

■ الشكل 2 تبين كل من هذه الصور دل على حدوث تفاعلاً كيميائياً.
صيف الدليل الوارد في كل من الصور والذي يشير إلى أن تفاعلاً كيميائياً قد حدث.



ادلة حدوث التفاعل الكيميائي

1- تغير لون

2- تغير درجة الحرارة

3- خروج غاز (رائحة)

4- تكوين راسب

of the following does **Not** show an evidence

حدوث تفاعل كيميائي؟

chemical reaction?

it comes Covered

1.5.3.01.014



يستخدم الكيميائيون عبارات تسمى "المعادلات" لتمثيل التفاعلات الكيميائية. تُظهر المعادلات **المتفاعلات** الداخلة في التفاعل، وهي المواد التي تبدأ بالتفاعل، و**النواتج**، وهي المواد التي تكونت خلال التفاعل. لا تعبر المعادلات الكيميائية عن معادلات عددية كما في الرياضيات لأن المتفاعلات تُستهلك أثناء تكوّن النواتج في التفاعلات الكيميائية. بل عوضًا عن ذلك تُظهر المعادلات التي يستخدمها الكيميائيون الاتجاه الذي يسلكه التفاعل. وبالتالي يُستعمل السهم بدلًا من إشارة المساواة لفصل المتفاعلات عن النواتج. ويُقرأ السهم تتفاعل لنتج أو تعطي. تُكتب المتفاعلات على الجهة اليسرى من السهم وتُكتب النواتج على الجهة اليمنى من السهم. عندما يكون لدينا متفاعلين أو أكثر، أو عندما يكون لدينا ناتجين أو أكثر، نضع إشارة الجمع للفصل بين المتفاعلات أو النواتج. الصيغة أدناه توضح عناصر كتابة المعادلة.



وزن المعادلات الكيميائية

المعادلة الموزونة للتفاعل بين الألمنيوم والبروم المبينة في الشكل 5، تعكس قانون حفظ الكتلة. لوزن معادلة ما، يجب عليك إيجاد العدد الصحيح من المعاملات للصيغ الكيميائية في المعادلة بالصيغ. **المعامل** في المعادلة الكيميائية هو الرقم الذي يُكتب قبل المتفاعل أو الناتج. عادة ما تكون المعاملات أعدادًا صحيحة. لذا فهي لا تُكتب عادة إذا كانت القيمة واحدًا. تصف المعاملات في المعادلة الموزونة أقل نسبة عددية صحيحة لكمية المتفاعلات والنواتج.

ولتمثيل تفاعل كيميائي في معادلة بدقة، يجب ان تظهر المعادلة ان عدد ذرات المتفاعلات مساو لعدد ذرات النواتج على كلا جانبي السهم. تسمى هذه المعادلة بـ "معادلة كيميائية موزونة". **المعادلة الكيميائية** هي عبارة تستعمل الصيغ الكيميائية لتبين ماهية المواد المشاركة في التفاعل الكيميائي وكمياتها النسبية.

■ الشكل 4 المعلومات التي تخبرنا بها المعادلات بالصيغ محدودة. في هذه الحالة، تكون المعادلة بالصيغ صحيحة لكنها لا تبين العدد الدقيق للذرات الداخلة في التفاعل والنتيجة عنه. عد إلى الجدول R-1 في كتيّب موارد الطالب لمعرفة دلالة لون الذرات.



اي الرموز التالية تُمثل الحالة الغازية للمادة؟

(*l*)

(*s*)

(*aq*)

(*g*)

while identifying what is conserved

Textbook+Table 2+ Example 1 + Applications

خطوات لوزن المعادلات نستطيع وزن معظم المعادلات الكيميائية باتباع الخطوات الواردة في الجدول 2. فعلى سبيل المثال، بإمكانك الاستعانة بهذه الخطوات لكتابة المعادلة الكيميائية لتفاعل الهيدروجين (H_2) مع الكلور (Cl_2) الذي يُنتج غاز كلوريد الهيدروجين (HCl).

6 تحقق من طريقة حلّك. تأكد من أن الصيغ الكيميائية مكتوبة بالشكل الصحيح. ثم تأكد من أن عدد ذرات كل عنصر متساوٍ في كلا طرفي المعادلة.

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
ذرتا H + ذرتا Cl ذرتا H + ذرتا Cl
ثمة ذرتا هيدروجين وذرتا كلور في كلا طرفي المعادلة.

<p>$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow HCl(g)$</p>  <p>ذرتا هيدروجين + ذرتي كلور → ذرة هيدروجين واحدة وذرة كلور واحدة</p>	<p>1 اكتب المعادلة بالصيغ للتفاعل. تأكد من أن الصيغ الكيميائية تمثل المواد بالشكل الصحيح. السهم يفصل المتفاعلات عن النواتج وإشارة الجمع تفصل عدة متفاعلات ونواتج بعضها عن بعض. أوضح الحالات الفيزيائية لجميع المتفاعلات والنواتج.</p>
<p>$H_2 + Cl_2 \rightarrow$ ذرتا H و ذرتا Cl</p>	<p>2 احسب عدد ذرات العناصر في المتفاعلات. إذا كان التفاعل يتضمن عددًا مطابقًا من الأيونات متعددة الذرات في المتفاعلات والنواتج. فاحسب كل أيون متعدد الذرات كوحدة واحدة. هذا التفاعل لا يتضمن أي أيون متعدد الذرات. ذرتا هيدروجين تتفاعلان مع ذرتي كلور.</p>
<p>HCl ذرة H + ذرة Cl</p>	<p>3 احسب عدد ذرات العناصر في النواتج. ذرة واحدة من الهيدروجين وذرة واحدة من الكلور قد تتجتا.</p>
<p>$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$</p>  <p>ذرتا H + ذرتا Cl ذرتا H + ذرتا Cl ذرتا هيدروجين وذرتا كلور</p>	<p>4 غيّر المعاملات لجعل عدد ذرات كل عنصر متساويًا في كلا طرفي المعادلة. لا تغير العدد السفلي إطلاقًا في الصيغة الكيميائية كي تزن المعادلة لأن القيام بذلك يغير ماهية المادة.</p>
<p>$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$ 1:1:2 H₂ 1 إلى Cl₂ 1 إلى HCl 2</p>	<p>5 اكتب المعاملات في أصغر نسبة ممكنة لها. ينبغي أن يكون المعامل أصغر عدد صحيح ممكن. إنّ النسبة 1 هيدروجين إلى 1 كلور إلى 2 كلوريد الهيدروجين (1:1:2) هي النسبة الصغرى لأننا لا نستطيع اختصارها أكثر من ذلك وتظل المعاملات أعدادًا صحيحة.</p>

وزن المعادلات الكيميائية

المعادلة الموزونة للتفاعل بين الألمنيوم والبروم المبينة في الشكل 5، تعكس قانون حفظ الكتلة. لوزن معادلة ما، يجب عليك إيجاد العدد الصحيح من المعاملات للصيغ الكيميائية في المعادلة بالصيغ. **المعامل** في المعادلة الكيميائية هو الرقم الذي يُكتب قبل المتفاعل أو الناتج. عادة ما تكون المعاملات أعدادًا صحيحة، لذا فهي لا تُكتب عادة إذا كانت القيمة واحدًا. تصف المعاملات في المعادلة الموزونة أقل نسبة عددية صحيحة لكمية المتفاعلات والنواتج.

ولتمثيل تفاعل كيميائي في معادلة بدقة، يجب ان تظهر المعادلة ان عدد ذرات المتفاعلات مساو لعدد ذرات النواتج على كلا جانبي السهم. تسمى هذه المعادلة بـ "معادلة كيميائية موزونة". **المعادلة الكيميائية** هي عبارة تستعمل الصيغ الكيميائية لتبين ماهية المواد المشاركة في التفاعل الكيميائي وكمياتها النسبية.

مثال 1

كتابة معادلة كيميائية موزونة اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل محلولي هيدروكسيد الصوديوم وبرومييد الكالسيوم الذي يُنتج هيدروكسيد الكالسيوم الصلب ومحلول بروميد الصوديوم.

1. تحليل المسألة

لديك المتفاعلات والنواتج في تفاعل كيميائي. ابدأ بمعادلة بالصيغ واستعن بالخطوات المذكورة في الجدول 2 لوزن المعادلات الكيميائية.

2. حساب المجهول

اكتب المعادلة بالصيغ للتفاعل الكيميائي. احرص على وضع المتفاعلات على الجانب الأيسر من السهم والنواتج على الجانب الأيمن من السهم. افصل بين المواد بإشارة الجمع ووضح حالتها الفيزيائية.



احسب عدد ذرات كل عنصر في المتفاعلات. 1 Na, 1 O, 1 H, 1 Ca, 2 Br

احسب عدد ذرات كل عنصر في النواتج. 1 Na, 2 O, 2 H, 1 Ca, 1 Br

أدخل المعامل 2 قبل NaOH لوزن أيونات الهيدروكسيد. $2\text{NaOH} + \text{CaBr}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{NaBr}$

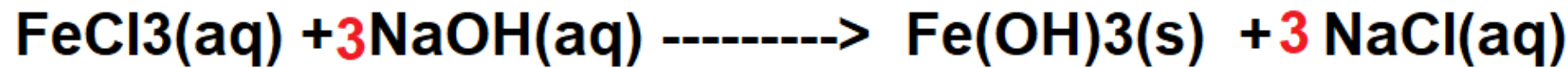
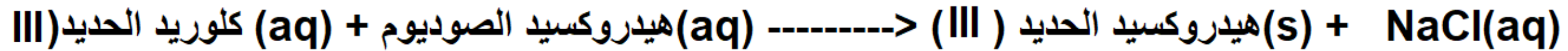
أدخل المعامل 2 قبل NaBr لوزن ذرات Na و Br. $2\text{NaOH} + \text{CaBr}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{NaBr}$

اكتب المعاملات في أصغر نسبة ممكنة. نسبة المعاملات هي 2:1:1:2

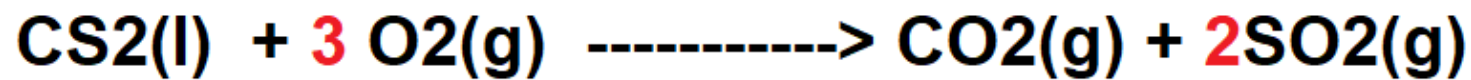
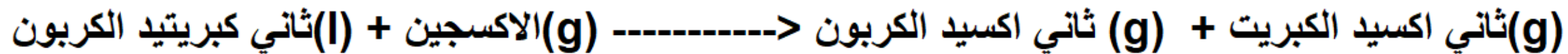
تحقق كي تتأكد من أن عدد ذرات كل عنصر متساو في كلا طرفي المعادلة. المتفاعلات: 2Na, 2OH, 1Ca, 2Br النواتج: 2Na, 2OH, 1Ca, 2Br

اكتب المعادلات الكيميائية لكل من التفاعلات التالية:

4. يتفاعل محلول كلوريد الحديد(III) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم لينتج هيدروكسيد الحديد(III) الصلب ومحلول كلوريد الصوديوم.



5. يتفاعل ثاني كبريتيد الكربون السائل مع غاز الأوكسجين منتجًا غاز ثاني أكسيد الكربون وغاز ثاني أكسيد الكبريت.



6. تحدي عند وضع قطعة من فلز خارصين في محلول من حمض الكبريتيك. يُنتج هذا التفاعل غازًا ومحلولًا من كبريتات الخارصين.

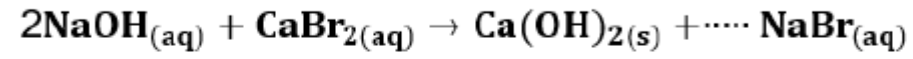


تحقيق قانون حفظ الكتلة يعد قانون حفظ الكتلة الذي رأته سابقًا من المفاهيم الأساسية في الكيمياء على الأرجح. فجميع التفاعلات الكيميائية تتبع القانون الذي ينص على أن المادة لا تُستحدث ولا تفتنى. وبالتالي فمن المهم أيضًا أن تتضمن المعادلات التي تمثل التفاعلات الكيميائية معلومات كافية كي تبين أن التفاعل يتبع قانون حفظ الكتلة.

لقد تعلمت كيف تبرهن قانون حفظ الكتلة بالمعادلات الكيميائية الموزونة. المخطط الظاهر في الشكل 6 يلخص خطوات وزن المعادلات. ستجد ربما بعض المعادلات الكيميائية التي بالإمكان وزنها بسهولة، بينما يصعب وزن بعض المعادلات الأخرى. بإمكاننا وزن معظم المعادلات الكيميائية بالطريقة التي تعلمتها في هذا القسم.

ctly balance the chemical

ما المعامل الذي يزن بشكل صحيح المعادلة الكيميائية أدناه؟



1

2

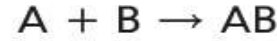
3

4

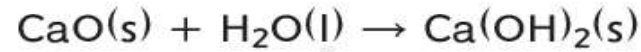
chemical reaction that can occur under different reaction conditions and in various

Textbook+Figures 7 and 10+ Applications

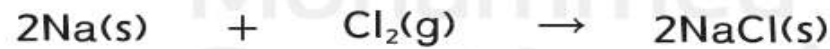
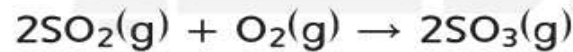
في الشكل 7، يتفاعل الصوديوم مع الكلور لإنتاج كلوريد الصوديوم. إنَّ هذا التفاعل هو تفاعل تكوين، إذ تتفاعل فيه مادتان أو أكثر (A و B) لإنتاج ناتج واحد (AB).



عندما يتفاعل عنصران، يكون التفاعل دائمًا تفاعل تكوين. من الممكن أيضًا أن يتحد مركبان لتكوين مركب واحد. فعلى سبيل المثال، التفاعل بين أكسيد الكالسيوم (CaO) والماء (H₂O) لتكوين هيدروكسيد الكالسيوم (Ca(OH)₂) هو تفاعل تكوين.



ثمّة نوع آخر من تفاعلات التكوين يشمل التفاعل بين مركب وعنصر، كما يحدث عندما يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكبريت (SO₂) مع غاز الأوكسجين (O₂) لتكوين ثالث أكسيد الكبريت (SO₃).



■ الشكل 7 في تفاعل التكوين هذا، يتفاعل عنصران هما الصوديوم والكلور لإنتاج مركب واحد هو كلوريد الصوديوم.

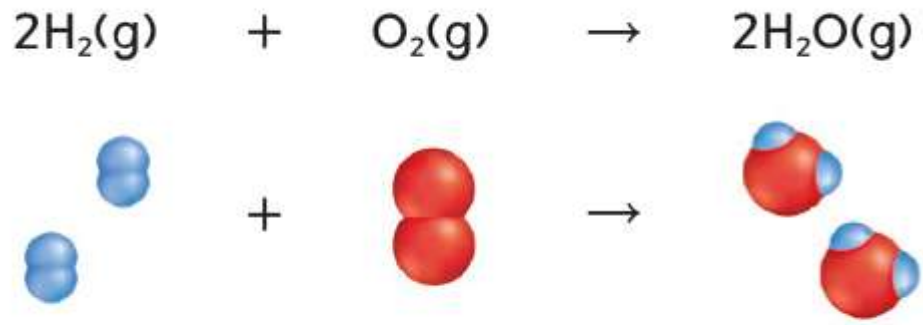
راسب

precipitate

الشكل 10 خلال تفاعل الاحتراق بين

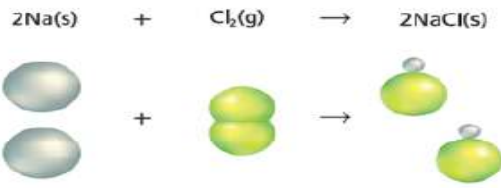
الأكسجين والهيدروجين، يتكوّن الماء.

حلّ لماذا يعد هذا التفاعل الكيميائي تفاعل تكوين وتفاعل احتراق في آن واحد؟



Reaction does

مُستخدمًا الشكل أدناه،
ما نوع التفاعل الكيميائي الذي تُمثله المعادلة؟



تبادل المزدوج

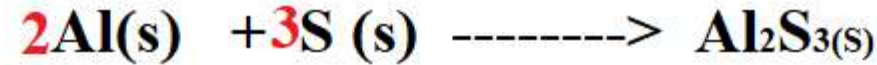
١ نراق

١ ك

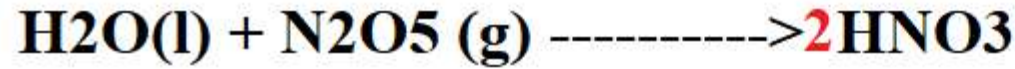
١ ين

اكتب المعادلات الكيميائية للتفاعلات التالية. صنف كل تفاعل ضمن أكثر عدد ممكن من الفئات.

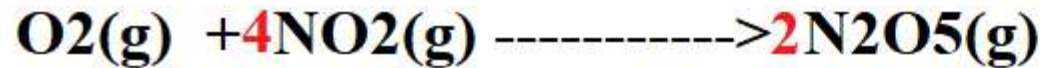
14. يتفاعل الألمنيوم والكبريت لينتجا كبريتيد الألمنيوم.



15. يتفاعل الماء مع غاز خامس أكسيد ثنائي النيتروجين لينتجا محلول حمض النيتريك.



16. يتفاعل غاز الأكسجين وغاز ثاني أكسيد النيتروجين لينتجا غاز خامس أكسيد ثنائي النيتروجين.



17. تحدي يتفاعل محلول حمض الكبريتيك (H_2SO_4) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم لينتجا محلول كبريتات الصوديوم والماء.

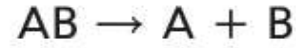


reaction while writing the general equation particulate diagram and some examples

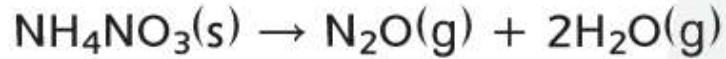
Textbook+ Figure 11+ Applications

تفاعلات التفكك

بعض التفاعلات الكيميائية تعاكس تفاعلات التكوين. تصنف هذه التفاعلات على أنها تفاعلات تفكك. إن تفاعلات التفكك تفاعلات يتفكك فيها مركب واحد إلى عنصرين أو أكثر أو إلى مركبات جديدة. عمومًا، يمكن لتفاعلات التفكك أن تُمثل كما يلي.



غالبًا ما تتطلب تفاعلات التفكك مصدرًا للطاقة مثل الحرارة أو الضوء أو الكهرباء كي تحدث. فعلى سبيل المثال تتفكك نترات الألمنيوم إلى أول أكسيد ثنائي النيتروجين والماء عندما تُسخَّن إلى درجة حرارة عالية.



لاحظ أن تفاعل التفكك يتضمن تفكك مادة متفاعلة واحدة إلى أكثر من ناتج واحد.

يبين الشكل 11 نتيجة تفاعل تفكك آخر. تنتفخ وسادات السلامة الهوائية في السيارات بسرعة أثناء تفكك حبيبات أزيد الصوديوم. يوضع جهاز يمكنه إعطاء إشارة كهربائية لبدء التفاعل، داخل الوسادات الهوائية مع حبيبات أزيد الصوديوم. عندما يعمل الجهاز، يتفكك أزيد الصوديوم منتجًا غاز النيتروجين الذي ينفخ الوسادات الهوائية بسرعة.

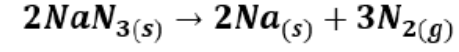


تفاعلات التفكك

■ الشكل 11 إن تفكك أزيد الصوديوم، الذي يُنتج غازًا، هو تفاعل كيميائي يسبب انتفاخ الوسادات الهوائية في السيارات.

e following chemical

ما نوع التفاعل الذي تصفه المعادلة الكيميائية التالية؟



تطبيقات

اكتب المعادلات الكيميائية لتفاعلات التفكك التالية:

18. يتفكك مصهور أكسيد الألمنيوم عندما تمر الكهرباء عبره.



19. يتفكك هيدروكسيد النيكل الصلب (II) لينتج أكسيد النيكل الصلب (II) والماء.



20. تحدي إن تسخين كربونات الصوديوم الهيدروجينية الصلبة يُنتج محلول كربونات الصوديوم والماء و غاز ثاني أكسيد الكربون.



تبدال المزدوج

ا نراق

الف

تبدال الأحادي

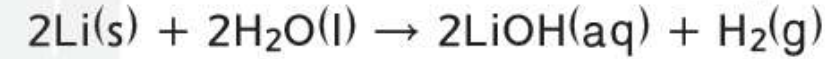
reactivity) series of metals to predict if a metal can replace hydrogen or another metal in a of the reaction; if any

Textbook+ Applications

تفاعلات الاستبدال

على نقيض تفاعلات التكوين والاحتراق والتفكك، فإنّ تفاعلات كيميائية كثيرة هي تفاعلات استبدال تتضمن استبدال أحد العناصر في المركب. تسمى هذه التفاعلات أيضاً تفاعلات الإزاحة. ثمة نوعان من تفاعلات الاستبدال: تفاعلات استبدال أحادي وتفاعلات استبدال مزدوج أو ثنائي.

تفاعلات الاستبدال الأحادي يبين الشكل 12 التفاعل بين الليثيوم والماء وتُظهر المعادلة الكيميائية التالية أن ذرة ليثيوم تحلّ محلّ إحدى ذرات الهيدروجين في جزيء الماء.



التفاعل الذي تحلّ فيه ذرات أحد العناصر محلّ ذرات عنصر آخر في المركب يسمى **تفاعل استبدال أحادي**.



فلز يحلّ محلّ الهيدروجين أو محلّ فلز آخر إنّ التفاعل بين الليثيوم والماء هو أحد أنواع تفاعلات الاستبدال الأحادي الذي يحلّ فيه فلز محلّ ذرة هيدروجين في جزيء الماء. يحدث نوع آخر من تفاعلات الاستبدال الأحادي عندما يحلّ أحد الفلزات محلّ فلز آخر في مركب ذائب في الماء. يبيّن الشكل 12 تفاعل استبدال أحادي يحدث عند وضع شريط من النحاس النقي في محلول نترات الفضة. إنّ البلورات التي تتجمع على شريط النحاس هي ذرات الفضة التي حلت ذرات النحاس محلها.

الشكل 13 إنّ سلسله النشاط

الكيميائي للفلزات وللهاالوجينات المبينة هنا تعد أداة مفيدة لتحديد ما إذا كان تفاعل كيميائي سيتمّ وتحديد نتيجة تفاعل استبدال أحادي ما.

Most الأكثر active نشاطاً	METALS	الفلزات
	Lithium	ليثيوم
	Rubidium	الروبيديوم
	Potassium	البوتاسيوم
	Calcium	الكالسيوم
	Sodium	الصوديوم
	Magnesium	المغنسيوم
	Aluminum	ألنيوم
	Manganese	منغنيز
	Zinc	الزئبق
	Iron	الحديد
	Nickel	النيكل
	Tin	القصدير
	Lead	الرصاص
Copper	النحاس	
Silver	الفضة	
Platinum	البلاتين	
Gold	ذهب	
Least الأقل active نشاطاً	HALOGENS	الهاالوجينات
	Fluorine	الفلور
	Chlorine	الكلور
	Bromine	البروم
Least الأقل active نشاطاً	Iodine	اليود

تطبيقات

توقع ما إذا كانت تفاعلات الاستبدال الأحادي التالية ستحدث. إذا كان التفاعل سيحدث، اكتب معادلة موازنة للتفاعل.

21. $K(s) + ZnCl_2(aq) \rightarrow kcl + Zn(s)$
22. $Cl_2(g) + HF(aq) \rightarrow NR$
23. $Fe(s) + Na_3PO_4(aq) \rightarrow NR$
24. $Al(s) + Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow Al(NO_3)_3 + Pb(s)$

تفاعلات الاستبدال الأحادي توقع النواتج التي ستحصل عليها عندما تتحد هذه المتفاعلات، واكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لكل تفاعل.

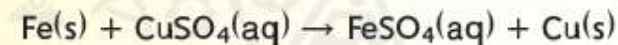
- a. $Fe(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow$
- b. $Br_2(l) + MgCl_2(aq) \rightarrow$
- c. $Mg(s) + AlCl_3(aq) \rightarrow$

1. تحليل المسألة

لديك ثلاث مجموعات من المتفاعلات. إستعن بالشكل 13، لتحدد أولاً ما إذا كان كل تفاعل سيحدث. ثم إذا كان حدوث التفاعل متوقعًا، فستتمكن من تحديد ناتج أو نواتج التفاعل. من خلال هذه المعلومات تستطيع كتابة معادلة بالصيغ للتفاعل. أخيرًا بإمكانك الاستعانة بخطوات وزن المعادلات الكيميائية لكتابة معادلة كيميائية كاملة موزونة.

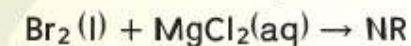
2. حساب المجهول

a. يقع الحديد فوق النحاس في سلسلة النشاط الكيميائي. وبالتالي سيحدث التفاعل الأول لأن النشاط الكيميائي للحديد أكثر من النشاط الكيميائي للنحاس. وفي هذه الحالة سيحل الحديد محل النحاس. المعادلة بالصيغ لهذا التفاعل هي

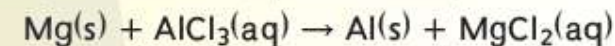


هذه المعادلة موزونة.

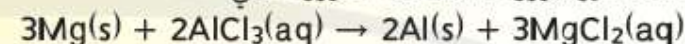
b. إن الكلور في التفاعل الثاني أكثر نشاطًا كيميائيًا من البروم لأن البروم يقع تحت الكلور في سلسلة النشاط الكيميائي. وبالتالي لن يحدث التفاعل. المعادلة بالصيغ لهذه الحالة هي



c. يقع المغنيسيوم فوق الألمنيوم في سلسلة النشاط الكيميائي. بالتالي، سيحدث التفاعل الثالث لأن المغنيسيوم أكثر نشاطًا كيميائيًا من الألمنيوم. في هذه الحالة سيحل المغنيسيوم محل الألمنيوم. إن المعادلة بالصيغ لهذا التفاعل هي



هذه المعادلة غير موزونة. المعادلة الموزونة هي

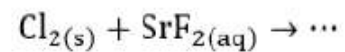
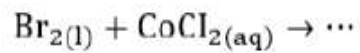
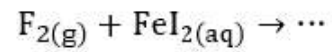


ries shown below,
ing reaction will occur?

مُستخدمًا سلسلة النشاط الكيميائي أدناه،
أي التفاعلات التالية يحدث؟

Activity Series of Halogens	سلسلة نشاط الهالوجينات		الأكثر نشاطا	Most active
Fluorine	الفلور	↓	الأقل نشاطا	Least active
Chlorine	الكلور			
Bromine	البروم			
Iodine	اليود			

red





الشكل 15 عندما يضاف محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول كلوريد النحاس (II)، تتبادل الأنيونات (OH^-) و Cl^- أماكنها. ويكون الناتج كلوريد الصوديوم الذي يبقى في المحلول، وهيدروكسيد النحاس (II)، وهي المادة الصلبة الزرقاء في أنبوب الاختبار.

الجدول 3 إرشادات لكتابة تفاعلات الاستبدال المزدوج

الخطوة	مثال
1. اكتب الصيغ الكيميائية للمتفاعلات في معادلة بالصيغ.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$
2. حدد الكاتيونات والأنيونات في كل مركب.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ فيه Al^{3+} و NO_3^- H_2SO_4 فيه H^+ و SO_4^{2-}
3. اربط كل كاتيون مع الأنيون في المركب الآخر.	Al^{3+} يرتبط مع SO_4^{2-} H^+ يرتبط مع NO_3^-
4. اكتب الصيغ الكيميائية للنواتج باستخدام النتائج من الخطوة 3.	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ HNO_3
5. اكتب المعادلة الكاملة لتفاعل الاستبدال المزدوج.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HNO}_3$
6. زن المعادلة.	$2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{HNO}_3$

الجدول 4 توقع نواتج التفاعلات الكيميائية

المعادلة العامة	النواتج المحتملة	المتفاعلات	نوع التفاعل
$A + B \rightarrow AB$	• مركب واحد	• مادتان أو أكثر	تكوين
$A + O_2 \rightarrow AO$	• أكسيد الفلز • أكسيد اللافلز • أكسيدان أو أكثر	• فلز وأكسجين • لافلز وأكسجين • مركب وأكسجين	احتراق
$AB \rightarrow A + B$	• عنصران أو أكثر و/أو مركبات	• مركب واحد	تفكك
$A + BX \rightarrow AX + B$	• مركب جديد والفلز المستبدل • مركب جديد واللافلز المستبدل	• فلز ومركب • لافلز ومركب	استبدال أحادي
$AX + BY \rightarrow AY + BX$	• مركبان مختلفان أحدهما صلب أو ماء أو غاز	• مركبان	استبدال مزدوج

المركّبات الأيونية في المحلول إضافة إلى المركّبات الجزيئية، يمكن أن تكون المركّبات الأيونية مذابات في المحاليل المائية. تذكر أن المركّبات الأيونية تتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة يجمع بينها روابط أيونية. عندما تذوب المركّبات الأيونية في الماء، يمكن أن تنفصل أيوناتها بعضها عن بعض، وتُسمّى هذه العملية التفكك. فعلى سبيل المثال يحتوي محلول مائي من مركّب كلوريد الصوديوم الأيوني على أيونات Na^+ وأيونات Cl^- .

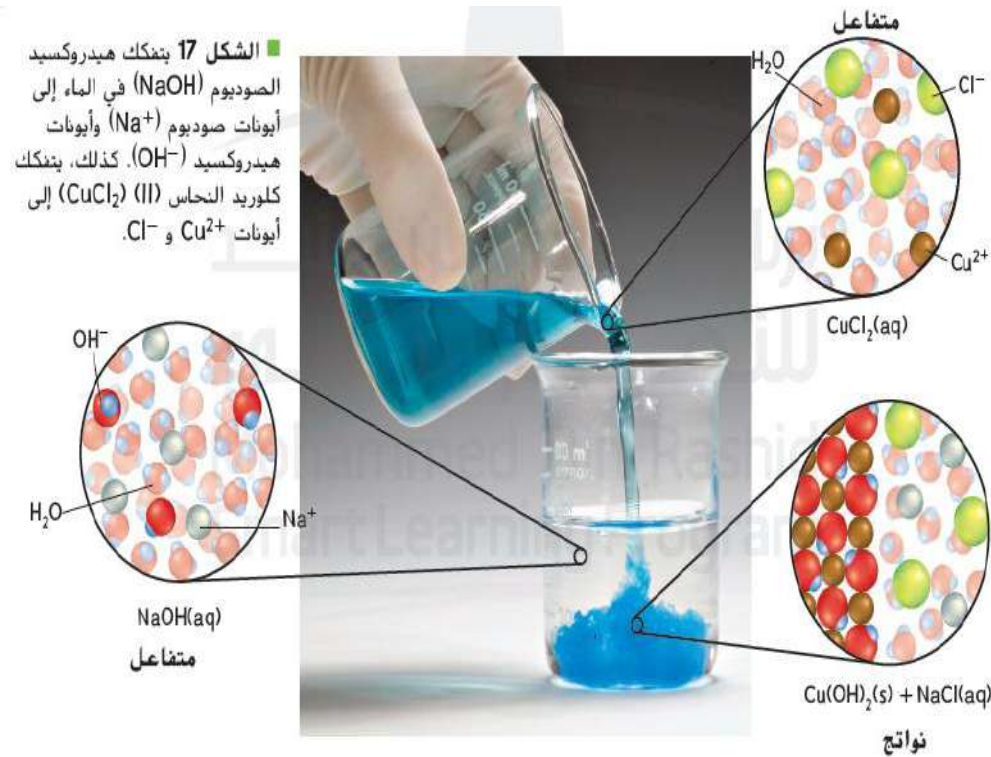
التفاعلات التي تكوّن رواسب بعض التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية تنتج رواسب. فعلى سبيل المثال، تذكر من القسم 2 أنّه عند مزج محلول هيدروكسيد الصوديوم المائيّ مع محلول كلوريد النحاس (II) المائي، يحدث تفاعل استبدال مزدوج يتكوّن فيه راسب هيدروكسيد النحاس (II).



لاحظ أن المعادلة الكيميائية لا تُبيّن بعض تفاصيل هذا التفاعل. فهيدروكسيد الصوديوم وكلوريد النحاس (II) مركّبان أيونيان، وبالتالي فهما موجودان في المحاليل المائية على شكل أيونات Na^+ , OH^- , Cu^{2+} و Cl^- كما هو مُبيّن في الشكل 17.

عند مزج محلوليهما، تتفاعل أيونات Cu^{2+} مع أيونات OH^- لتكوين راسب هيدروكسيد النحاس (II)، $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$. أمّا أيونات Na^+ و Cl^- فتبقى ذائبة في المحلول.

الشكل 17 يتفكك هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في الماء إلى أيونات صوديوم (Na^+) وأيونات هيدروكسيد (OH^-). كذلك، يتفكك كلوريد النحاس (II) (CuCl_2) إلى أيونات Cu^{2+} و Cl^- .



الأيونات التي لا تُشارك في التفاعل ولا تظهر في المعادلة الأيونية
الصرافة تُسمى.....

المادة الأكثر وفرة في المحلول تُسمى.....

أيونات المركزية

الم

أيونات المتفرجة

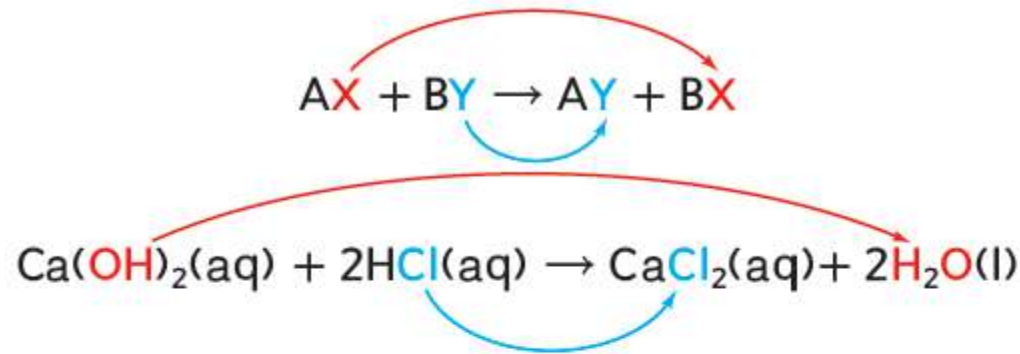
ب

أيونات الصرافة

ك الجزيئي

أيونات المعقدة

د الأيوني



■ الشكل 14 إن الترميز اللوني في المعادلة العامة لتفاعل استبدال مزدوج، وفي معادلة التفاعل بين هيدروكسيد الكالسيوم وحمض الهيدروكلوريك الماء، يُظهر تغيير الأنيونات لأماكنها.

تفاعلات الاستبدال المزدوج إنّ النوع الأخير من تفاعلات الاستبدال الذي ينطوي على تبادل الأيونات بين مركّبين يسمى **تفاعل الاستبدال المزدوج**. في المعادلة العامة في الشكل 14 يمثّل A و B الأيونات ذات الشحنة الموجبة (الكاتيونات) و X و Y تمثّلان الأيونات ذات الشحنة السالبة (الأنيونات). لاحظ أن الأنيونات قد غيرت أماكنها وارتبطت مع الكاتيونات الأخرى في التفاعل. بعبارة أخرى، حل X محل Y وحل Y محل X. إنه استبدال مزدوج. بعبارة أبسط، لقد تبادلت الأيونات الموجبة والسالبة في مركّبين الأماكن في ما بينها. إنّ التفاعل بين هيدروكسيد الكالسيوم وحمض الهيدروكلوريك هو تفاعل استبدال مزدوج.

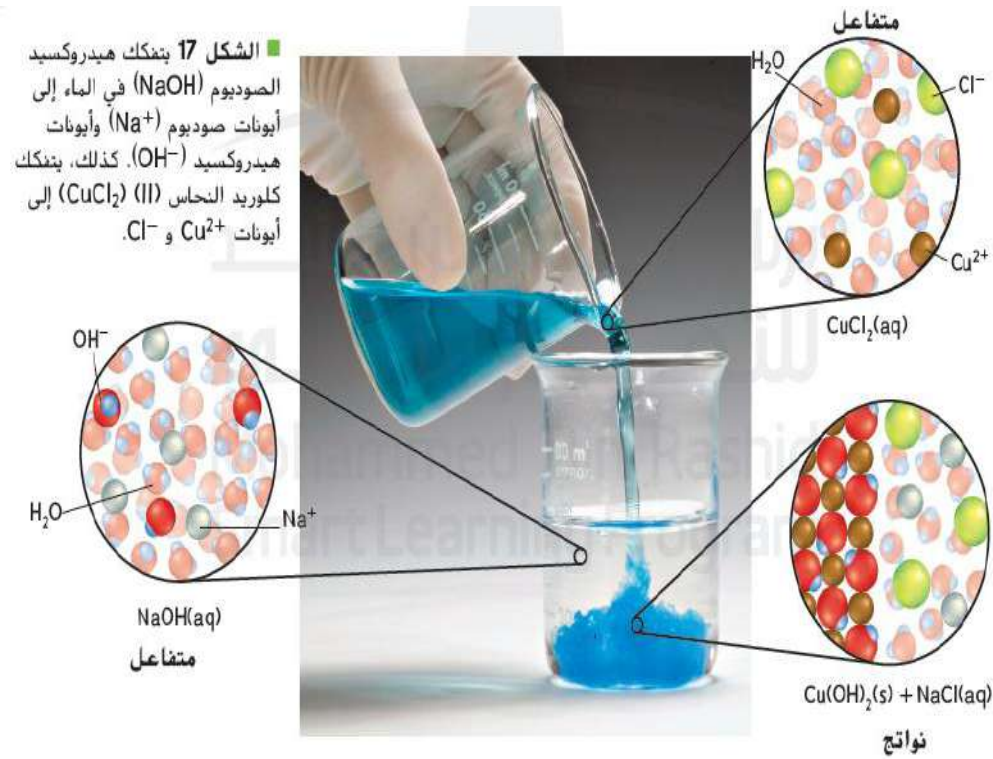
المركبات الأيونية في المحلول إضافة إلى المركبات الجزيئية، يمكن أن تكون المركبات الأيونية مذابات في المحاليل المائية. تذكر أن المركبات الأيونية تتكون من أيونات موجبة وأيونات سالبة يجمع بينها روابط أيونية. عندما تذوب المركبات الأيونية في الماء، يمكن أن تنفصل أيوناتها بعضها عن بعض، وتُسمى هذه العملية التفكك. فعلى سبيل المثال يحتوي محلول مائي من مركب كلوريد الصوديوم الأيوني على أيونات Na^+ وأيونات Cl^- .

التفاعلات التي تكوّن راسب بعض التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية تنتج راسب. فعلى سبيل المثال، تذكر من القسم 2 أنه عند مزج محلول هيدروكسيد الصوديوم المائي مع محلول كلوريد النحاس (II) المائي، يحدث تفاعل استبدال مزدوج يتكوّن فيه راسب هيدروكسيد النحاس (II).



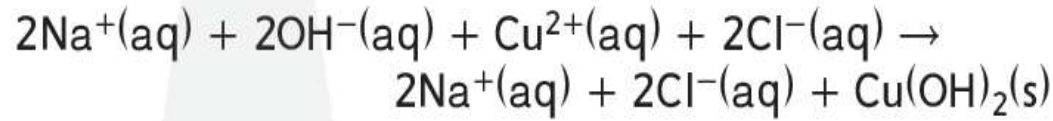
لاحظ أن المعادلة الكيميائية لا تُبيّن بعض تفاصيل هذا التفاعل. فهيدروكسيد الصوديوم وكلوريد النحاس (II) مركبان أيونيان، وبالتالي فهما موجودان في المحاليل المائية على شكل أيونات Na^+ ، OH^- ، Cu^{2+} و Cl^- كما هو مُبيّن في الشكل 17.

عند مزج محلوليهما، تتفاعل أيونات Cu^{2+} مع أيونات OH^- لتكوين راسب هيدروكسيد النحاس (II)، $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$. أمّا أيونات Na^+ و Cl^- فتبقى ذائبة في المحلول.

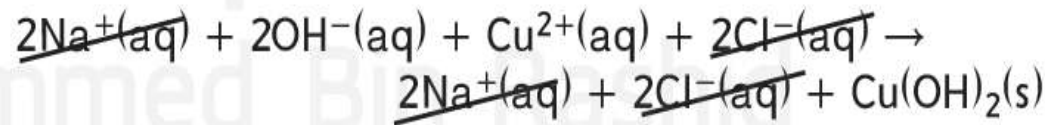


المعادلات الأيونية يستخدم الكيميائيون المعادلات الكيميائية لإظهار تفاصيل

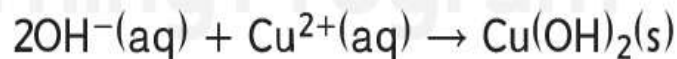
التفاعلات التي تتضمن أيونات في المحاليل المائية. هذه المعادلات تختلف عن المعادلات الكيميائية، حيث أنّ المواد التي تكون على شكل أيونات في المحلول تُكتب كأيونات في المعادلة. انظر مجددًا إلى التفاعل بين محلولي هيدروكسيد الصوديوم وكلوريد النحاس(II) المائين. لكتابة المعادلة الأيونية لهذا التفاعل، يجب عليك أن تبين المتفاعلين NaOH(aq) و $\text{CuCl}_2\text{(aq)}$ والنواتج NaCl(aq) كأيونات.



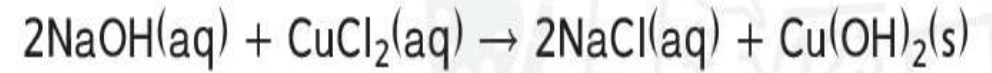
إنّ المعادلة الأيونية التي تُظهر كل الجسيمات في المحلول كما هي تُسمى **معادلة أيونية كاملة**. لاحظ أن أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد هي متفاعلات ونواتج في آن معًا، لذا فهي لم تُشارك في التفاعل. يُطلق على الأيونات التي لم تُشارك في التفاعل اسم **الأيونات المتفرجة** ولا تظهر عادة في المعادلات الأيونية. **المعادلات الأيونية الصّرفة** هي معادلات أيونية تتضمن الجسيمات التي تشارك في التفاعل فقط. نستخلص المعادلات الأيونية الصّرفة من المعادلات الأيونية الكاملة بإزالة جميع الأيونات المتفرجة. مثلًا، المعادلة الأيونية الصّرفة هي ما يبقى بعد حذف أيونيّ كلّ من الصوديوم والكلوريد من المعادلة الأيونية الكاملة هذه.



فلا تبقى إلا أيونات النحاس والهيدروكسيد في المعادلة الأيونية الصّرفة المُبيّنة أدناه.



التفاعلات التي تكوّن رواسب بعض التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية تنتج رواسب. فعلى سبيل المثال، تذكر من القسم 2 أنّه عند مزج محلول هيدروكسيد الصوديوم المائيّ مع محلول كلوريد النحاس (II) المائي، يحدث تفاعل استبدال مزدوج يتكوّن فيه راسب هيدروكسيد النحاس(II).



لاحظ أن المعادلة الكيميائية لا تُبين بعض تفاصيل هذا التفاعل. فهيدروكسيد الصوديوم وكلوريد النحاس(II) مرگبان أيونيان، وبالتالي فهما موجودان في المحاليل المائية على شكل أيونات Na^+ ، OH^- ، Cu^{2+} و Cl^- كما هو مُبيّن في الشكل 17.

عند مزج محلوليهما، تتفاعل أيونات Cu^{2+} مع أيونات OH^- لتكوين راسب هيدروكسيد النحاس (II)، $\text{Cu(OH)}_2(\text{s})$. أمّا أيونات Na^+ و Cl^- فتبقى ذائبة في المحلول.

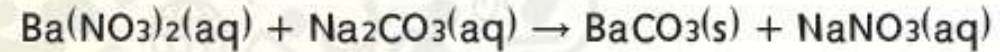
التفاعلات التي تكوّن راسبًا اكتب المعادلة الكاملة والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصّرفة للتفاعل بين محلولي نترات الباريوم وكربونات الصوديوم الذي يكوّن راسب كربونات الباريوم.

1 تحليل المسألة

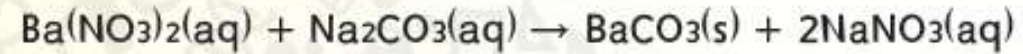
لديك المعادلة بالكلمات للتفاعل بين نترات الباريوم وكربونات الصوديوم. لكتابة المعادلة الكيميائية الموزونة عليك أن تحدد الصيغ الكيميائية والكميات النسبية لكل المتفاعلات والنواتج. وكتابة المعادلة الأيونية الكاملة، فإنك تحتاج إلى توضيح الحالة الأيونية للمتفاعلات والنواتج. ومن خلال حذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة، يمكنك كتابة المعادلة الأيونية الصّرفة. المعادلة الأيونية الصّرفة تتضمن موادًا أقل من المعادلات الأخرى.

2 حساب المجهول

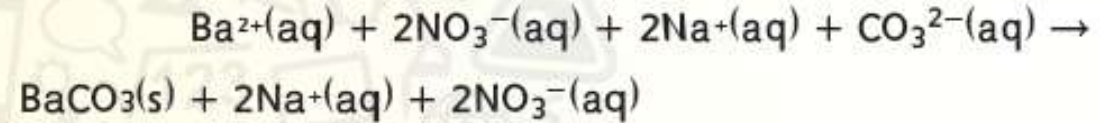
اكتب الصيغ الكيميائية والحالات الفيزيائية لكل المواد المشاركة في التفاعل.



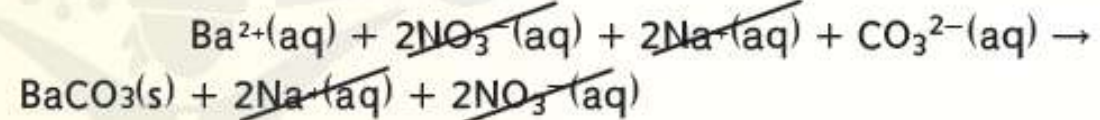
زن المعادلة بالصيغ.



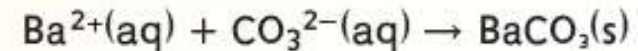
وضّح أيونات المتفاعلات والنواتج.



احذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة.



اكتب المعادلة الأيونية الصّرفة.



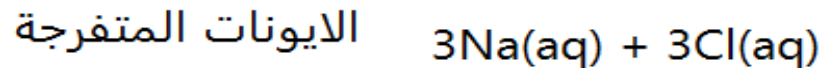
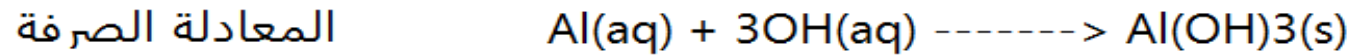
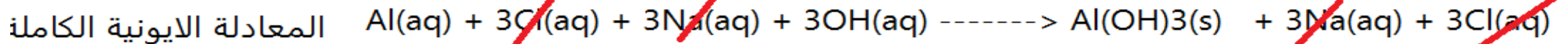
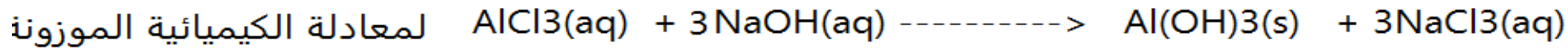
اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصرفة لكل من التفاعلات التالية التي قد تنتج راسبًا. استخدم الرمز NR للإشارة إلى عدم حدوث تفاعل.

35. عند خلط محلول يوديد البوتاسيوم ونترات الفضة، يتكون راسب من يوديد الفضة.

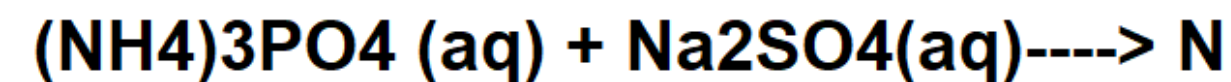


اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصرفة لكل من التفاعلات التالية التي قد تنتج راسبًا. استخدم الرمز NR للإشارة إلى عدم حدوث تفاعل.

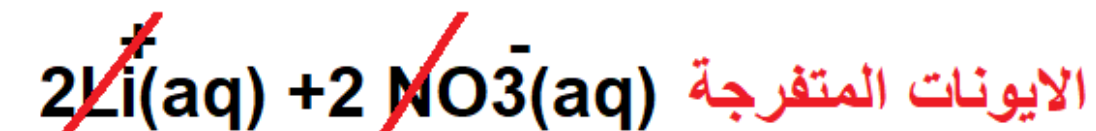
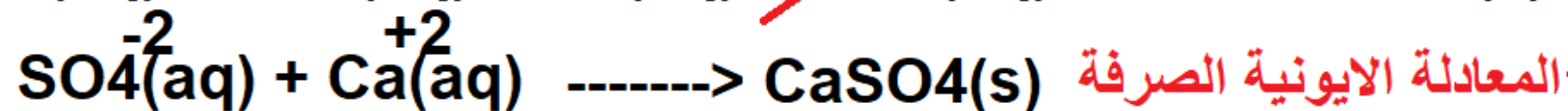
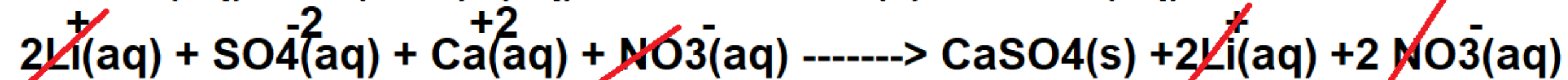
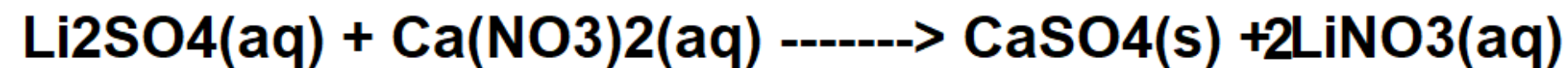
37. عند خلط محلول كلوريد الألمنيوم وهيدروكسيد الصوديوم، يتكون راسب من هيدروكسيد الألمنيوم.



36. عند خلط محلولاً فوسفات الأمونيوم وكبريتات الصوديوم. لا يتكون أي راسب ولا ينتج أي غاز.



38. عند خلط محلولاً كبريتات الليثيوم ونترات الكالسيوم. يتكون راسب من كبريتات الكالسيوم.



مثال 4

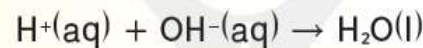
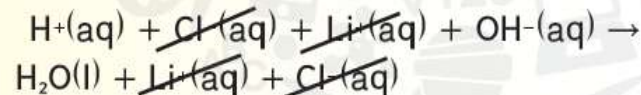
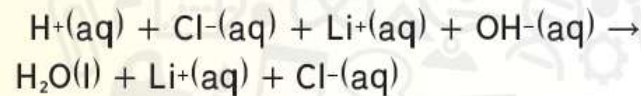
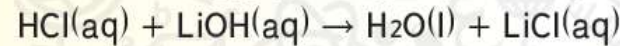
تفاعلات تكوّن الماء اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصّرفة للتفاعل بين حمض الهيدروكلوريك ومحلول هيدروكسيد الليثيوم. ينتج هذا التفاعل الماء ومحلول كلوريد الليثيوم.

1 تحليل المسألة

لديك المعادلة بالكلمات للتفاعل الذي يحدث بين حمض الهيدروكلوريك ومحلول هيدروكسيد الليثيوم لإنتاج الماء ومحلول كلوريد الليثيوم. عليك أن تحدد الصيغ الكيميائية والكميات النسبية لجميع المتفاعلات والنواتج بهدف كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة. ولكتابة المعادلة الأيونية الكاملة، فإنك تحتاج إلى إظهار الحالات الأيونية للمتفاعلات والنواتج. ومن خلال حذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة، يمكنك كتابة المعادلة الأيونية الصّرفة.

2 حساب المجهول

اكتب المعادلة بالصيغ للتفاعل وزنها.

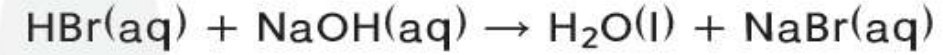


وضّح أيونات المتفاعلات والنواتج.

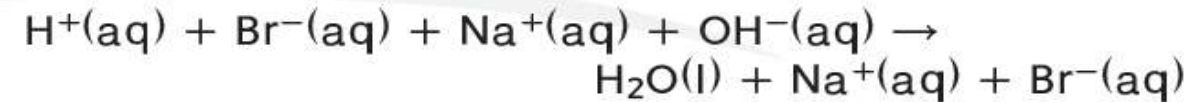
احذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة.

اكتب المعادلة الأيونية الصّرفة

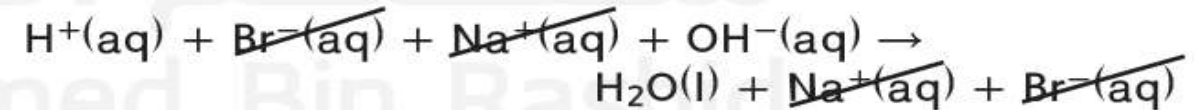
التفاعلات التي تكوّن الماء نوع آخر من تفاعلات الاستبدال المزدوج التي تحدث في محلول مائي تنتج جزئيات ماء تزيد عدد جسيمات المذيب. وبعكس التفاعلات التي يتكوّن فيها راسب، لا يمكننا ملاحظة أي دليل على حدوث تفاعل كيميائي لأن الماء لا لون له ولا رائحة وهو يشكل معظم كمية المحلول. فعلى سبيل المثال، عندما تخلط حمض الهيدروبروميك (HBr) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) كما يظهر في الشكل 18، يحدث تفاعل استبدال مزدوج ويتكوّن ماء. المعادلة الكيميائية لهذا التفاعل مُبيّنة أدناه.



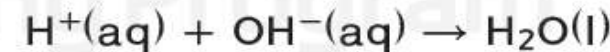
في هذه الحالة، تتواجد المتفاعلات والناتج بروميد الصوديوم في صورة أيونات في المحلول المائي. وتبين المعادلة الأيونية الكاملة لهذا التفاعل هذه الأيونات.



انظر بتمعن في المعادلة الأيونية الكاملة. إنّ الأيونات المتفاعلة في المذاب هي أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد لأن أيونات الصوديوم وأيونات البروميد هي أيونات متفرجة. إذا حذفنا الأيونات المتفرجة يبقى لديك الأيونات التي تشارك في التفاعل.

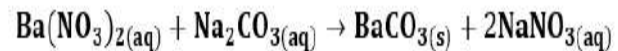


هذه المعادلة هي المعادلة الأيونية الصّرفة للتفاعل.



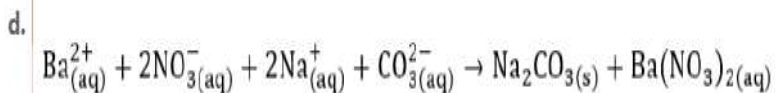
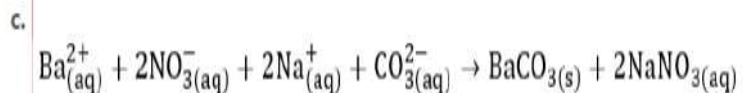
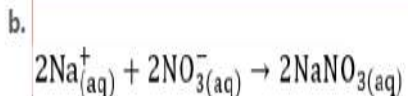
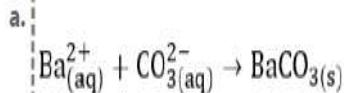
What is the net ionic equation for the following chemical reaction?

ما المعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل الكيميائي التالي؟



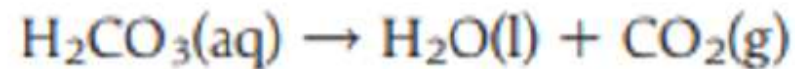
Learning Outcomes Covered

◦ CHM.5.3.01.020



n the two

التفاعلين التاليين؟



هما يكون غازات

هما يكون جزيء ماء

هما يكون مواد صلبة

هما يكون راسب

olution **HBr**

ماذا يحدث عند خلط محلول حمض الهيدروبروميك **HBr**

NaOH?

مع محلول هيدروكسيد الصوديوم **NaOH**؟

يُنتج الماء **H₂O**

the reaction

يُنتج غاز الهيدروجين **H₂** أثناء التفاعل

ation

يُنتج بروميد الصوديوم **NaBr** الصلب من المحلول

؛ فلز الصوديوم **Na** الصلب

مثال 5

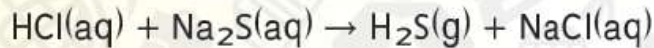
التفاعلات التي تنتج الغازات اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل بين حمض الهيدروكلوريك ومحلول كبريتيد الصوديوم، الذي ينتج غاز كبريتيد الهيدروجين.

1 تحليل المسألة

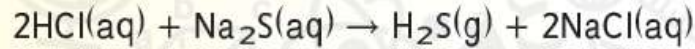
لديك المعادلة بالكلمات للتفاعل بين حمض الهيدروكلوريك (HCl) وكبريتيد الصوديوم (Na₂S). يجب أن تكتب المعادلة بالصيغ وتزنّها. ولكتابة المعادلة الأيونية الكاملة، يجب أن تُبَيِّن الحالة الأيونية للمتفاعلات والنواتج. ومن خلال حذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة، يمكنك كتابة المعادلة الأيونية الصرفة.

2 حساب المجهول

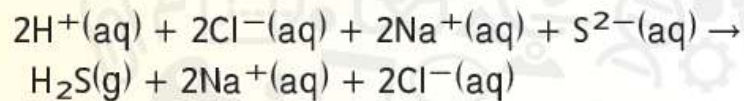
اكتب المعادلة بالصيغ الصحيحة للتفاعل.



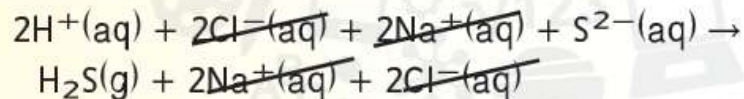
زن المعادلة بالصيغ.



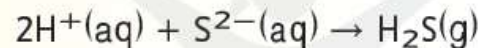
وضّح أيونات المتفاعلات والنواتج.



احذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة.

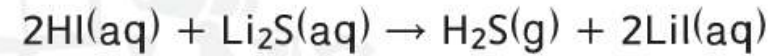


اكتب المعادلة الأيونية الصرفة في أقل نسبة عددية صحيحة ممكنة.

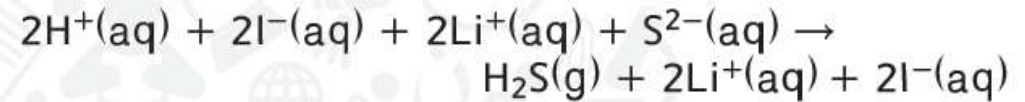


التفاعلات التي تكوّن الغازات نوع ثالث من تفاعلات الاستبدال المزدوج التي تحدث في المحاليل المائية ينتج عنها تكوين الغازات. بعض الغازات الشائعة التي تنتج عن هذه التفاعلات هي ثاني أكسيد الكربون وسيانيد الهيدروجين وكبريتيد الهيدروجين.

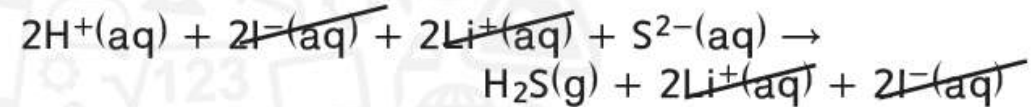
عندما تخلط حمض الهيدروبروديك (HI) مع محلول كبريتيد الليثيوم يتصاعد غاز كبريتيد الهيدروجين. وينتج يوديد الليثيوم أيضًا في هذا التفاعل ويبقى ذائبًا في المحلول.



يتواجد المتفاعلات حمض الهيدروبروديك وكبريتيد الليثيوم في صورة أيونات في المحلول المائي. وبالتالي يمكنك كتابة معادلة أيونية لهذا التفاعل. تتضمن المعادلة الأيونية الكاملة كل المواد الموجودة في المحلول.



لاحظ أنّ ثمة الكثير من الأيونات المتفرجة في المعادلة. عندما تُحذف الأيونات المتفرجة تبقى المواد المشاركة في التفاعل فقط في المعادلة.



هذه هي المعادلة الأيونية الصرفة.

