الإمارات العربية المتحدة
وزارة التربية والتعليم

عام المجتمع
YEAR OF COMMUNITY

نحن الإمارات
WE THE UAE 2031

2025-2026

الكيمياء

نسخة الإمارات العربية المتحدة

الصف
11-12
عام

Mc Graw Hill

McGraw-Hill Education

الكيمياء

نسخة الإمارات العربية المتحدة

للصف 11-12 العام

مجلد 1

Project: McGraw-Hill Education United Arab Emirates Edition Chemistry Grade 11-12 General Vol 1
FM. Front Matter, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
1. Electrons in Atoms, Chapter 5, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
2. The Periodic Table and Periodic Law, Chapter 6, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
3. Ionic Compounds and Metals, Chapter 7, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
4. Covalent Bonding, Chapter 8, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
5. Chemical Reactions, Chapter 9, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
EM. End Matter, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017

mheducation.com/prek-12

جميع الحقوق محفوظة © للعام 2025 لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

جميع الحقوق محفوظة. لا يجوز إعادة إنتاج أي جزء من هذا المنشور أو توزيعه في أي صورة أو بأي وسيلة كانت أو تخزينه في قاعدة بيانات أو نظام استرداد من دون موافقة خطية مسبقة من McGraw-Hill Education، بما في ذلك، على سبيل المثال لا الحصر، التخزين على الشبكة أو الإرسال عبرها أو البث لأغراض التعليم عن بُعد.

الحقوق الحصرية للتصنيع والتصدير عائدة لمؤسسة McGraw-Hill Education. لا يمكن إعادة تصدير هذا الكتاب من البلد الذي باعته له McGraw-Hill Education. هذه النسخة الإقليمية غير متاحة خارج أوروبا والشرق الأوسط وإفريقيا.

طُبع في دولة الإمارات العربية المتحدة.

رقم النشر الدولي: 978-1-39-896275-0 (نسخة الطالب)
MHID: 1-39-896275-9 (نسخة الطالب)

النسخة الإلكترونية

رقم النشر الدولي: 978-1-39-896359-7 (نسخة الطالب)
MHID: 1-39-896359-3 (نسخة الطالب)

1 2 3 4 5 6 7 8 9 XXX 22 21 20 19 18 17

مُلخص المحتويات

1 الإلكترونات في الذرات
2 الجدول الدوري والقانون الدوري
3 المركَّبات الأيونية والفلزات
4 الترابط التساهمي
5 التفاعلات الكيميائية

يتم تعريف المحتوى على تطبيق التعلم الذكي

Chapter Sourced From: FM. Front Matter, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017 McGraw-Hill Education

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

جدول المحتويات

الوحدة 1

الإلكترونات في الذرات 2

التجربة الاستهلالية كيف نعرف ما بداخل الذرة؟ 2

القسم 1 الضوء والطاقة الكمية 4

تجربة مصغرّة تعرّف على المركبات 12

القسم 2 نظرية الكم والذرة 14

مختبر حل المشكلات تفسير الرسومات التوضيحية العلمية 18

القسم 3 الترتيب الإلكتروني 24

الكيمياء و الصحة الملاقط الدقيقة 31

مختبر الكيمياء تحليل الأطياف الخطية 32

الوحدة 2

الجدول الدوري والقانون الدوري 40

التجربة الاستهلالية كيف يمكنك معرفة الاتجاهات؟ 40

القسم 1 تطور الجدول الدوري الحديث 42

مختبر حل المشكلات تحليل الاتجاهات 48

القسم 2 تصنيف العناصر 50

القسم 3 الاتجاهات الدورية 55

تجربة مصغرّة ترتيب العناصر 60

الكيمياء و الصحة العناصر في جسم الإنسان 63

مختبر الكيمياء استكشاف الكيمياء الوصفية 64

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 3

المركَّبات الأيونية والفلزات 72
التجربة الاستهلالية ما المركبات التي توصل محاليلها التيار الكهربائي؟ 72
القسم 1 تكوّن الأيون 74
القسم 2 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 78
مختبر تحليل البيانات تفسير البيانات 84
القسم 3 صيغ المركَّبات الأيونية وأسماؤها 86
القسم 4 الروابط الفلزية وخصائص الفلزات 93
تجربة مصغرّة ملاحظة الخصائص 95
الكيمياء في الحياة اليومية الأزياء القاتلة 97
مختبر الكيمياء تحضير مركب أيوني 98

الوحدة 4

الترابط التساهمي 106
التجربة الاستهلالية ما نوع المركب المستخدم في صنع الكرة المطاطية؟ 106
القسم 1 الرابطة التساهمية 108
تجربة مصغرّة مقارنة درجات الانصهار 110
القسم 2 تسمية الجزيئات 116
القسم 3 التركيب البنائي للجزيئات 121
القسم 4 الشكل الهندسي للجزيئات 129
القسم 5 السالبية الكهربائية والقطبية 133
مختبر تحليل البيانات تحليل البيانات 137
كيف تعمل ؟ الأقدام اللزجة: كيف تلتصق أبراص الجيكو بالجدران 139
مختبر الكيمياء تصميم الأشكال الجزيئية 140

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

جدول المحتويات

الوحدة 5

التفاعلات الكيميائية **148**

التجربة الاستهلالية كيف تتعرف على حدوث أي تغيير كيميائي؟ 148

القسم 1 التفاعلات والمعادلات 150

القسم 2 تصنيف التفاعلات الكيميائية 157

مختبر حل المشكلات تحليل الاتجاهات السائدة 162

القسم 3 التفاعلات في المحاليل المائية 167

تجربة مصغرّة ملاحظة تفاعل تكوين الراسب 169

كيف تعمل ؟ إنارة ظلام الليل: التلألؤ البيولوجي 177

مختبر الكيمياء **مقياس صغير:** عمل سلسلة نشاطية 178

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 1

الإلكترونات في الذرات

الفكرة الرئيسة تتميز ذرات كل عنصر بترتيب فريد للإلكترونات.

الأقسام

1 الضوء والطاقة الكميّة

2 نظرية الكم والذرَّة

3 الترتيب الإلكتروني

التجربة الاستهلالية

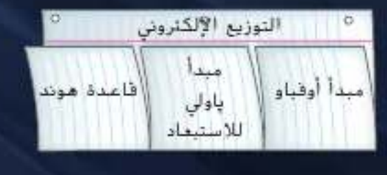
كيف نعرف ما بداخل الذرَّة؟

تخيل أن اليوم هو عيد ميلادك، وهناك هدية واحدة فقط ملفوفة مختلفة عن بقية الهدايا. على عكس بقية الهدايا الأخرى التي يمكنك فتحها، يمكنك فقط تخمين ما بداخل هذه العبوة. صادف علماء الكيمياء الأوائل تجربة شبيهة بتلك أثناء محاولاتهم للتعرف على بنية الذرَّة. ما مدى جودة مهاراتك في الملاحظة والاستدلال؟ في هذه التجربة، ستحاول أن تتعرف على ما بداخل العلبة عن طريق وسائل الملاحظة.

مطويات® منظم الدراسة

الترتيب الإلكتروني

اصنع مطوية ثم قم بتسميتها كما هو موضح ثم استخدمها لتساعدك على تلخيص القواعد الثلاثة التي تحدد كيف يتم ترتيب الإلكترونات في الذرَّة



يستخدم العلماء أطياف امتصاص نجمية للحصول على معلومات مثل درجة حرارة نجم ما وتركيبه. وساعدهم ذلك في تحديد أن النجوم مكونة من نفس العناصر التي توجد على الأرض.

Chapter sourced from Glencoe Chemistry: Matter and Change, Student Edition © 2017 McGraw-Hill Education

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

طيف الامتصاص من رجل الجبار.

القسم 1

الضوء والطاقة الكميّة

الفكرة الرئيسة **الضوء** هو أحد أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي، وله خصائص كل من **الموجات** والجسيمات.

الأسئلة الرئيسة

- كيف يمكن مقارنة الطبيعة الموجية والمادية للضوء؟
- ما طاقة الكم وكيف ترتبط مع تغير طاقة المادة؟
- كيف يمكن المقارنة بين الطيف الكهرومغناطيسي المستمر وطيف الانبعاث الذري؟

مفردات للمراجعة

الإشعاع Radiation: الأشعة والجسيمات (جسيمات ألفا و جسيمات بيتا وأشعة جاما) التي تنبعث من مادة مشعة

مفردات جديدة

الإشعاع الكهرومغناطيسي Electromagnetic radiation
الطول الموجي wavelength
التردد Frequency
سعة الموجة amplitude
الطيف الكهرومغناطيسي Electromagnetic spectrum
الكم Quantum
ثابت بلانك Planck's constant
التأثير الكهروضوئي Photoelectric effect
الفوتون Photon
طيف الانبعاث الذري Atomic emission Spectrum

الكيمياء في حياتك

هل سبق لك أن صادفت يومًا باردًا حيث توجهت إلى المطبخ وقمت بوضع وجبة خفيفة باردة في فرن الميكروويف؟ عندما تصل أشعة الميكروويف إلى وجبتك الخفيفة، تعمل حزم صغيرة من الطاقة على تسخينها في وقت قصير للغاية.

الذرَّة والأسئلة التي ليس لها إجابة

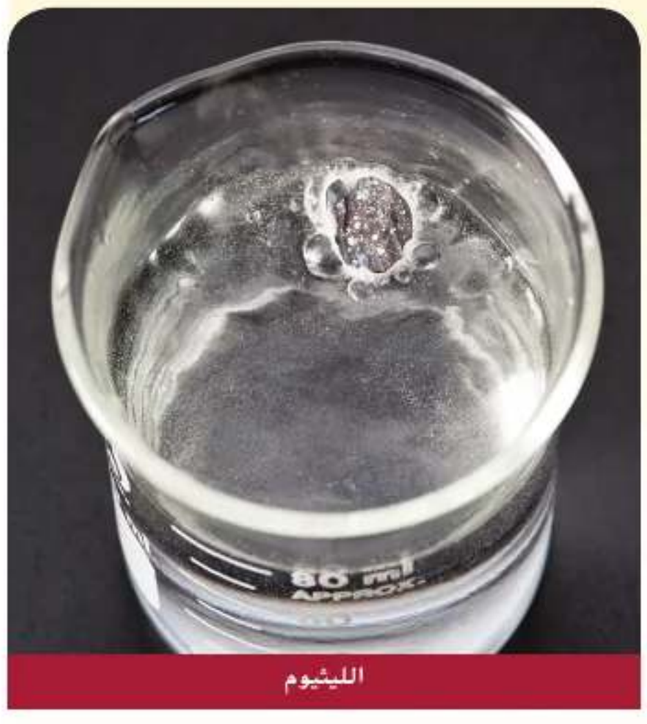
بعد اكتشاف ثلاثة جسيمات دون ذرية فى بداية القرن العشرين، استمر العلماء فى سعيهم لفهم البنية الذرية وترتيب الإلكترونات بداخل الذرات.

وقد اقترح رذرفورد أن كل الشحنة الموجبة للذرَّة وكل كتلتها تقريبًا تتمركز في النواة المحاطة بإلكترونات سريعة الحركة. لم يشرح النموذج طريقة ترتيب إلكترونات الذرَّة في الفراغ حول النواة. كما لم يتناول السؤال المتعلق بسبب عدم انجذاب الإلكترونات سالبة الشحنة إلى داخل النواة موجبة الشحنة للذَّرة. لم يبدأ النموذج الذرري لرذرفورد بتفسير أوجه الشبه والاختلاف في السلوك الكيميائي بين مختلف العناصر.

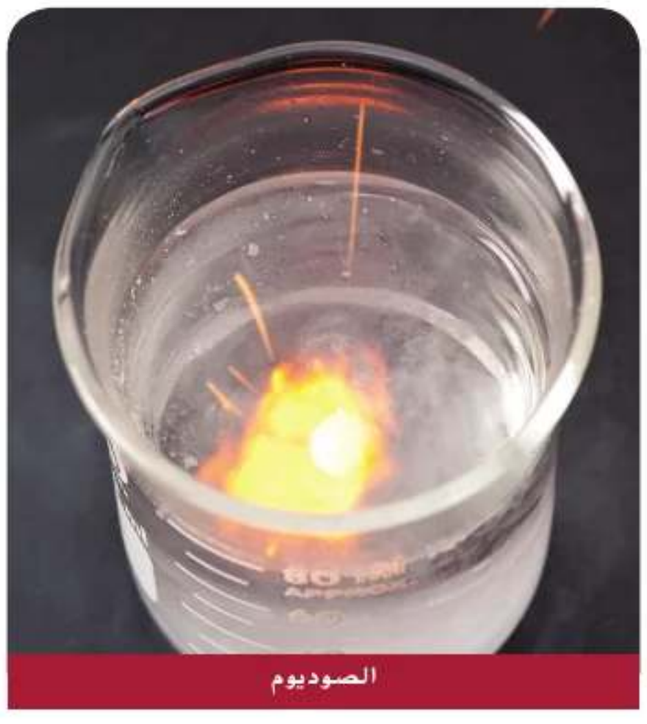
على سبيل المثال لعناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم التي تتواجد ضمن دورات مختلفة من الجدول الدوري خواص كيميائية متشابهة. فهي توجد على صورة فلزية في الطبيعة وتتفاعل ذراتها بشدة مع الماء لتحرير غاز الهيدروجين. في الواقع، كما يظهر في الشكل 1، فإن كلًا من الصوديوم والبوتاسيوم يتفاعلان بشدة حتى أن غاز الهيدروجين يمكن أن يشتعل وربما بفرقعة أيضًا.

في بداية القرن العشرين، بدأ العلماء في فك لغز السلوك الكيميائي. وقد لاحظوا أن هناك عناصر محددة ينبعث منها ضوء مرئي عندما يتم تسخينها على لهب. وقد كشف تحليل الضوء المنبعث عن أن السلوك الكيميائي لهذه العناصر يتعلق بترتيب الإلكترونات في ذراتها. لفهم هذه العلاقة وطبيعة بنية الذَّرة، سيكون من المفيد فهم طبيعة الضوء أولًا.

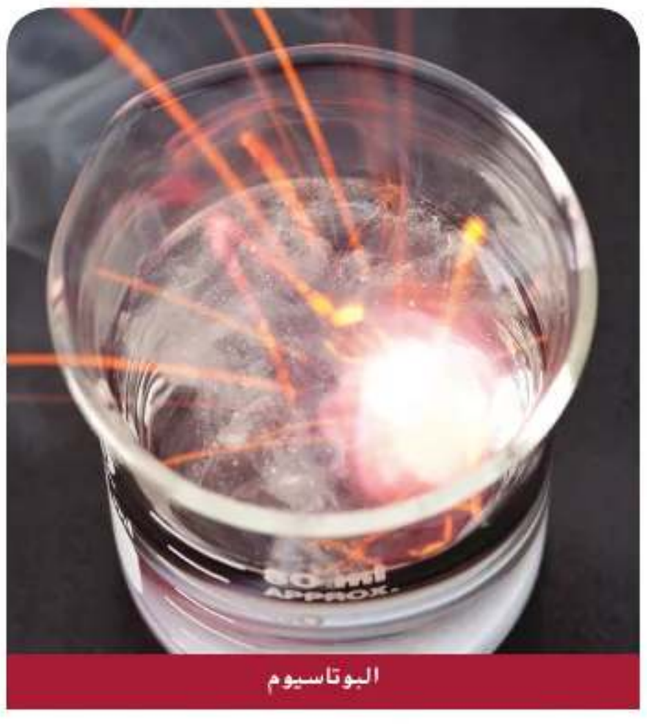
■ **الشكل 1** يمكن أن يكون للعناصر المختلفة تفاعلات متشابهة مع الماء.



الليثيوم



الصوديوم



البوتاسيوم

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الطبيعة الموجية للضوء

إن الضوء المرئي هو نوع من **الإشعاع الكهرومغناطيسي**- وهو شكل من أشكال الطاقة الذي ينتج عنه سلوك شبيه بالموجات أثناء انتقاله في الفراغ. تشمل الأمثلة الأخرى للإشعاع الكهرومغناطيسي الميكروويف الذي يستخدم في تسخين الطعام، والأشعة السينية التي يستخدمها الأطباء وأطباء الأسنان لفحص العظام والأسنان، والموجات التي تنقل برامج الراديو والتلفاز إلى المنازل.

خصائص الموجات يمكن وصف كافة الموجات بعدة خصائص، قد يكون قليل منها معلومًا بالنسبة لك من خبراتك الحياتية اليومية. ربما تكون قد شاهدت موجات متداخلة عند إسقاط جسم ما في الماء، كما يظهر في **الشكل 2a**.

الطول الموجي (الذي يُرمز إليه بالرمز λ، الحرف اليوناني لامدا) هو أقصر مسافة بين النقاط المتكافئة على موجة مستمرة. على سبيل المثال، في **الشكل 2b**، يقاس طول الموجة من قمة إلى قمة أو من القاع إلى القاع. يقاس طول الموجة بالمتر أو السنتيمتر أو النانومتر ($1\ nm = 1 \times 10^{-9} m$).

التردد (ويُرمز إليه بالرمز ν، الحرف اليوناني نيو) هو عدد الموجات التي تمر بنقطة معينة في الثانية. ويقاس بوحدة الهرتز (Hz)، وهو وحدة التردد الدولية يعادل موجة واحدة في الثانية. عند التعبير عن التردد حسابياً بوحدة الموجة لكل ثانية (**1/s**) أو (s^{-1})، يصبح مصطلح موجة مفهومًا. يمكن التعبير عن تردد محدد بالطرائق الآتية:

$652\ Hz = 652\ wave/second = 652/s = 652\ s^{-1}$.

سعة الموجة: ارتفاع الموجة من الأصل إلى القمة أو من الأصل إلى القاع. كما يتضح من **الشكل 2b**. لا يؤثر طول الموجة أو التردد على سعة الموجة.

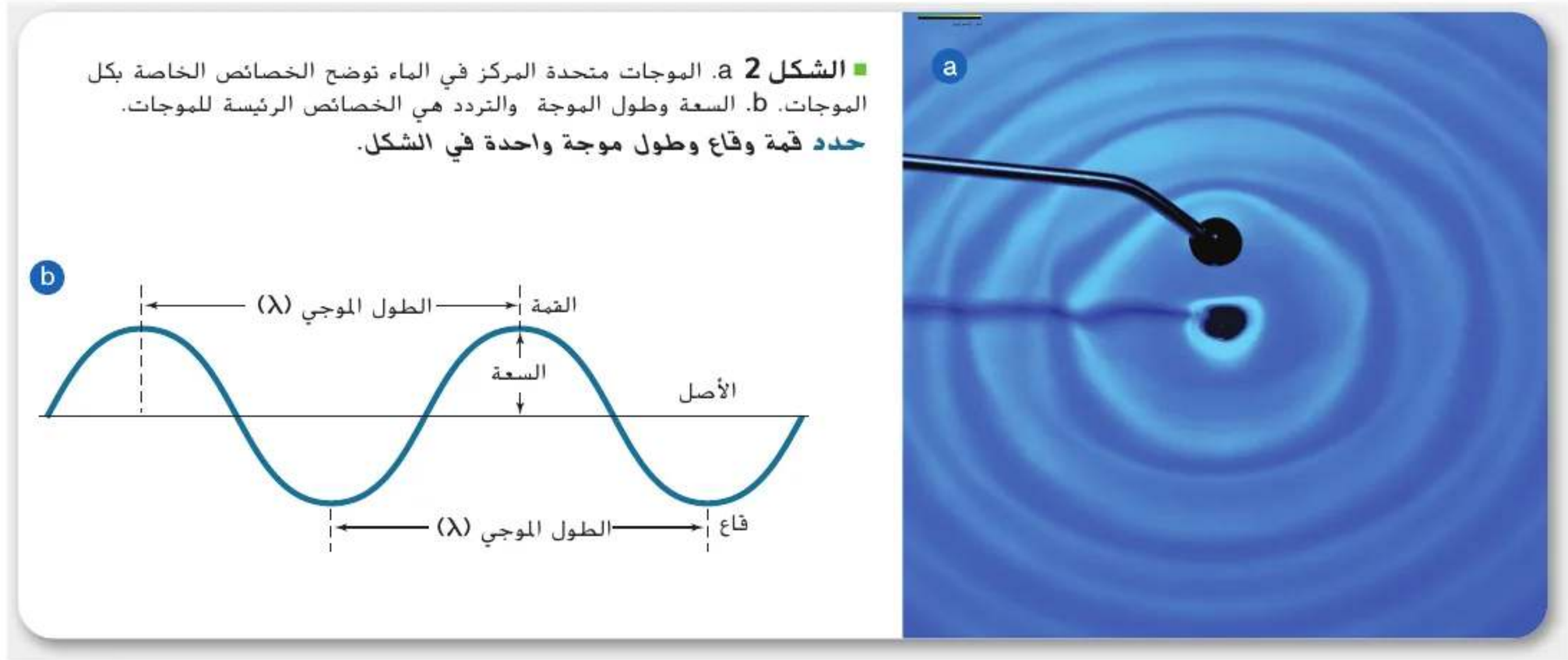
تنتقل جميع الموجات الكهرومغناطيسية، بما في ذلك الضوء المرئي، بسرعة $3.00 \times 10^8\ m/s$ في الفراغ. لأن سرعة الضوء قيمة هامة وشاملة، فهي لها رمز خاص c، سرعة الضوء هي حاصل ضرب طوله الموجي (λ) وتردده (ν).

سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$c = \lambda\nu$

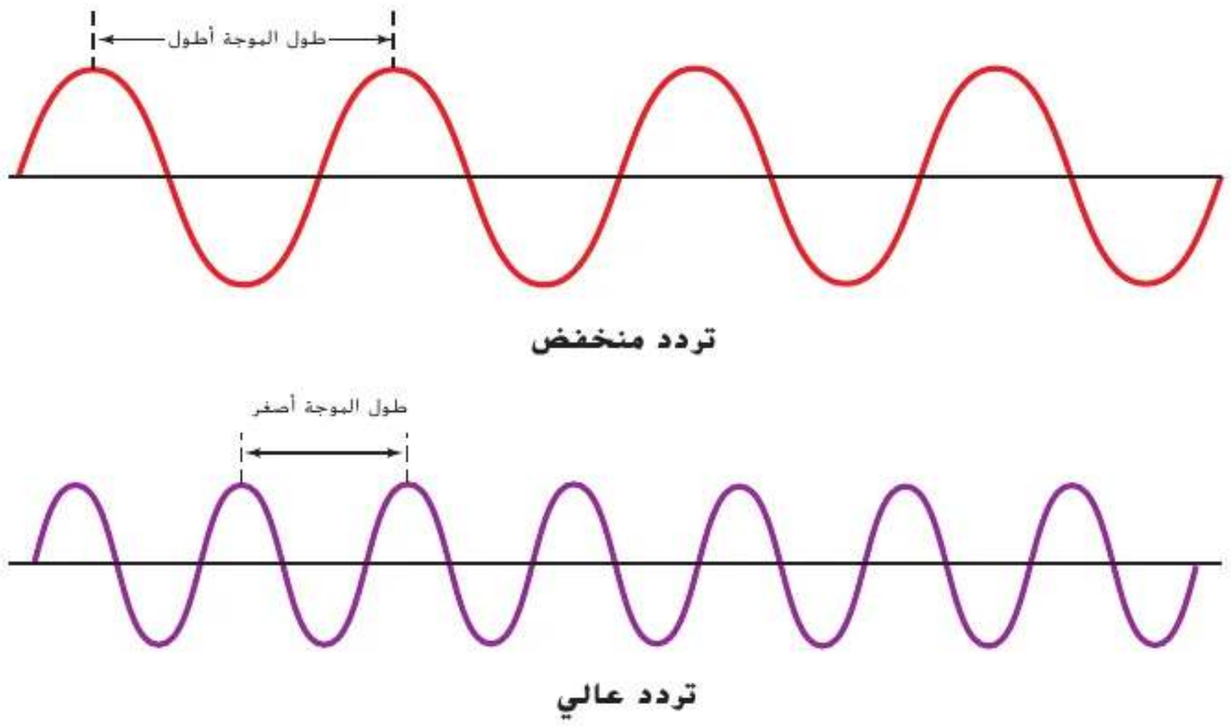
c هي سرعة الضوء في الفراغ.
λ هي طول الموجة.
ν هي التردد.

سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب طول الموجة في التردد



■ **الشكل 2** a. الموجات متحدة المركز في الماء توضح الخصائص الخاصة بكل الموجات. b. السعة وطول الموجة والتردد هي الخصائص الرئيسة للموجات.
حدد قمة وقاع وطول موجة واحدة في الشكل.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة Graw-Hill Education



الشكل 3 توضح هذه الموجات العلاقة بين طول الموجة والتردد كلما زاد طول الموجة، قل التردد.

استدل هل يؤثر التردد أو طول الموجة على سعة الموجة؟

على الرغم من أن سرعة كافة الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ متساوية، إلا أن للموجات أطوال موجية وترددات مختلفة. كما يمكنك أن ترى من المعادلة الواردة بالصفحة السابقة، فإن طول الموجة يتناسب عكسيًا مع التردد، بمعنى آخر، إذا زاد أحد الطرفين، يقل الطرف الآخر. لفهم هذه العلاقة بصورة أفضل، افحص الموجتين الموضحتين في **الشكل 3**. بالرغم من أن كلا الموجتين تنتقلان بسرعة الضوء، فيمكنك أن ترى أن الموجة الحمراء لها طول موجي أطول وتردد أقل من الموجة البنفسجية.

الطيف الكهرومغناطيسي يحتوي ضوء الشمس، وهو أحد الأمثلة على الضوء الأبيض، على مدى مستمر تقريبًا من الأطوال الموجية والترددات. ينفصل الضوء الأبيض الذي يمر من خلال منشور إلى طيف مستمر من الألوان يشبه الطيف الموضح في **الشكل 4**. هذه هي ألوان الطيف المرئي. يسمى الطيف مستمرًا لأن كل نقطة منه تتماشى مع طول موجي وتردد معين. قد تكون معتادًا على ألوان الطيف المرئي. إذا شاهدت ذات مرة قوس المطر فقد شاهدت كل الألوان المرئية في نفس الوقت بالفعل. يتكون قوس المطر بسبب قطرات صغيرة من الماء في الهواء تشتت الضوء الأبيض من الشمس إلى الألوان التي يتكون منها، مما ينتج عنه طيفٌ يظهر على هيئة قوس في السماء.

الشكل 4 حين يمر الضوء الأبيض عبر منشور، فهو ينفصل إلى مكوناته المختلفة كطيف مستمر:أحمر، برتقالي، أصفر، أخضر، أزرق، نيلي وبنفسجي.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

ومع ذلك يعتبر الطيف المرئي للضوء الموضح في **الشكل 4**، جزء صغير من الطيف الكهرومغناطيسي الكامل الموضح في **الشكل 5**. يتضمن **الطيف الكهرومغناطيسي**، جميع أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي الأخرى، ويكون الفرق بين أنواع الإشعاع التردد والطول الموجي فقط. لاحظ في **الشكل 4** أن الانحراف يختلف باختلاف الأطوال الموجية أثناء مرورها عبر المنشور مما ينشأ عنه تسلسل للألوان الأحمر والبرتقالي والأصفر والأخضر والأزرق والنيلي والبنفسجي. بفحص طاقة الإشعاع الموضحة في **الشكل 5**، لاحظ أن الطاقة تزداد بزيادة التردد. وبالعودة **للشكل 3**، نجد أن الضوء البنفسجي، مع تردده الكبير، يملك طاقة أكبر من الضوء الأحمر. سيتم شرح هذه العلاقة بين التردد والطاقة في القسم التالي.

نظراً لأن كافة الموجات الكهرومغناطيسية تنتقل بنفس السرعة في أي وسط محدد، يمكنك استخدام الصيغة $c = \lambda\nu$ لحساب طول الموجة أو التردد لأي موجة.

التأكد من فهم النص **اذكر** العلاقة بين الطاقة و التردد للإشعاع الكهرومغناطيسي.

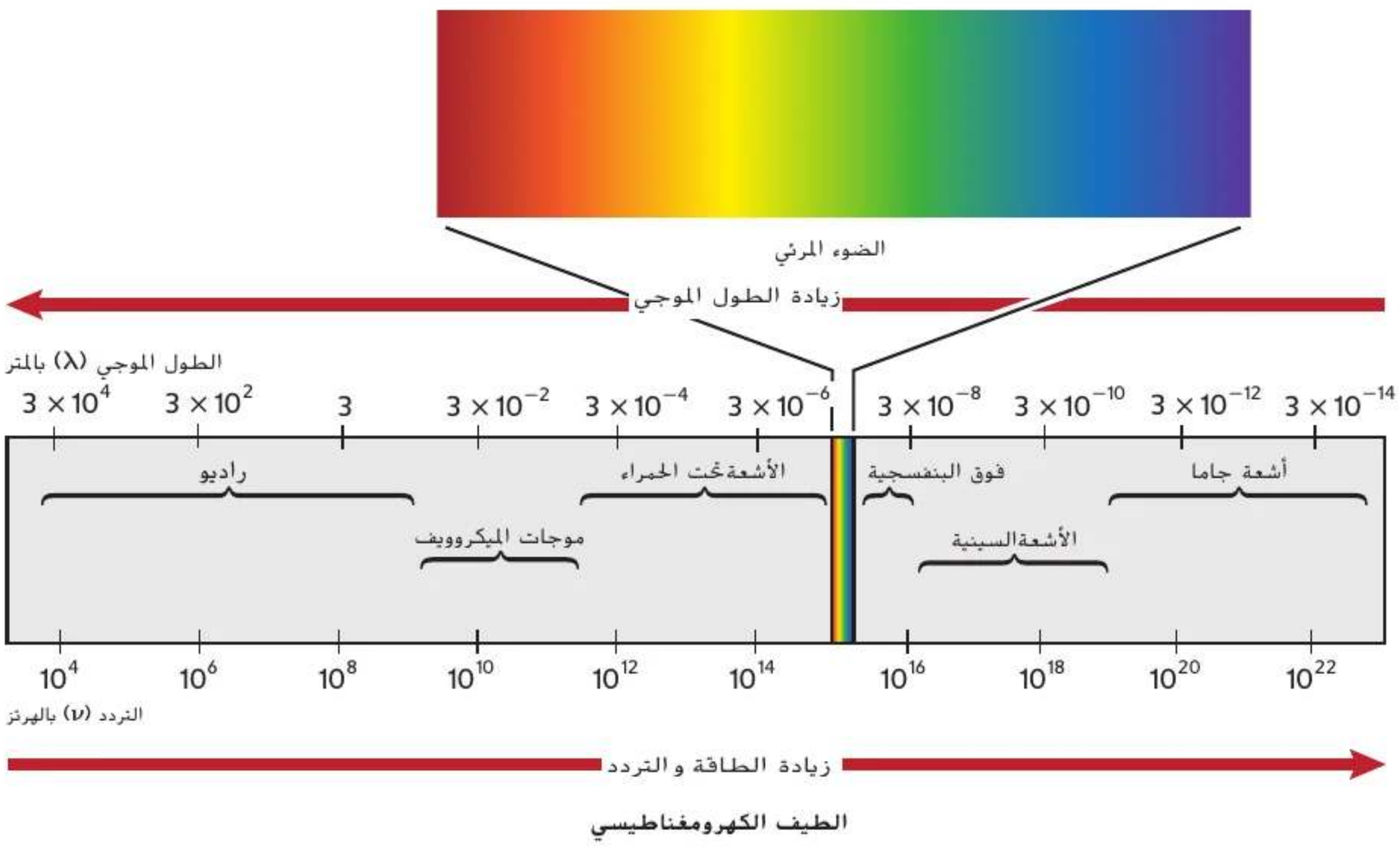
الربط بالفيزياء إن الإشعاع الكهرومغناطيسي يصدر من مصادر متنوعة بالإضافة إلى الإشعاع الناشئ عن الشمس تنتج الأنشطة البشرية أيضًا إشعاعًا يتضمن إشعاعات راديو وتلفاز ومحطات تقوية الهاتف والمصابيح وأجهزة الأشعة السينية الطبية ومسرعات الجسيمات. كما تساهم في ذلك أيضًا الموارد الطبيعية على الأرض كالبرق والنشاط الإشعاعي الطبيعي وحتى توهج اليراعات (حشرات مضيئة). تعتمد معرفتنا بالكون على الإشعاع الكهرومغناطيسي المنبعث من الأجسام البعيدة والذي يتم تحديدها عن طريق بعض الأجهزة على الأرض.

مهن مرتبطة بعلم الكيمياء

اختصاصي التنظير الطيفي

التنظير الطيفي: دراسة الأطياف الممتصة أو المنبعثة بواسطة المادة، لأن طيف كل عنصر فريد من نوعه فهو يشبه بصمات الأصابع. يستخدم عالم الفيزياء الفلكية التنظير الطيفي لدراسة تكوين أي نجم، كالشمس مثلا. يوضح طيف امتصاص النجم العديد من الخطوط الداكنة التي تسمح لاختصاصي التنظير الطيفي بالتعرف على العناصر الموجودة في النجم.

■ **الشكل 5** يشمل الطيف الكهرومغناطيسي نطاقاً كبيراً من الترددات. ويكون جزء الضوئي المرئي من الطيف ضيقًا للغاية. مع زيادة التردد والطاقة، يقل طول الموجة.



الطيف الكهرومغناطيسي

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 1

حساب طول موجة تستخدم أجهزة الميكروويف في طهي الطعام ونقل المعلومات. ما طول موجة ميكروويف ترددها 3.44×10^9 HZ؟

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت تردد الميكروويف كما أنك تعرف أن موجات الميكروويف هي جزء من الطيف الكهرومغناطيسي. لذلك سترتبط سرعتها وترددتها وأطوالها الموجية ببعضها البعض عبر المعادلة $c = \lambda\nu$. قيمة c ثابتة ومعروفة. أولًا، قم بتعديل المعادلة لإيجاد الطول الموجي ثم عوّض بالقيم المعروفة وأوجد الناتج.

المعطيات

$\nu = 3.44 \times 10^9$ Hz

$c = 3.00 \times 10^8$ m/s

مجهول

$\lambda = ?$ m

2 أوجد القيمة المجهولة

قم بتعديل المعادلة المتعلقة بالسرعة والتردد وطول الموجة لموجة كهرومغناطيسية لإيجاد طول الموجة (λ).

$c = \lambda\nu$ — اذكر علاقة الموجة الكهرومغناطيسية.

$\lambda = c/\nu$ — أوجد λ.

$\lambda = \dfrac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.44 \times 10^9 \text{ Hz}}$ — بالتعويض $\nu = 3.44 \times 10^9$ Hz , $c = 3.00 \times 10^8$ m/s.

لاحظ أن هرتز (Hz) تساوي 1/s او s^{-1}.

$\lambda = \dfrac{3.00 \times 10^8 \text{ m/}\cancel{\text{s}}}{3.44 \times 10^9 \cancel{\text{s}^{-1}}}$ — اقسم الأعداد والوحدات.

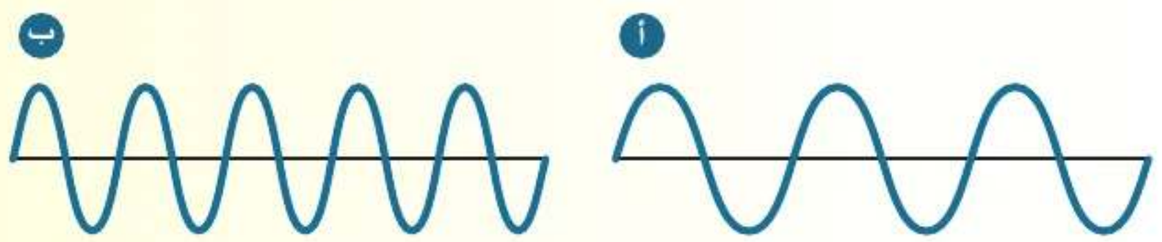
$\lambda = 8.72 \times 10^{-2}$ m

3 تقييم الإجابة

يتم التعبير عن الإجابة بشكل صحيح بوحدة طول الموجة (m). يتم التعبير عن كلا القيمتين المعروفتين بثلاثة أرقام معنوية لذا فيجب أن تكون الإجابة ثلاثة أرقام معنوية، وهو ما نراه بالفعل. قيمة طول الموجة تكون ضمن نطاق الطول الموجي لأجهزة الميكروويف الموضحة في **الشكل 5**.

تطبيقات

1. تحصل الأجسام على لونها من انعكاس أطوال موجية محددة فقط حين يصطدم بها اللون الأبيض. وُجد أن طول الموجة للضوء المنعكس من ورقة شجر خضراء هو 4.90×10^{-7} m. فما تردد هذا الضوء؟
2. يمكن للأشعة السينية أن تخترق أنسجة الجسم وهي تستخدم بصورة واسعة النطاق لتشخيص الاضطرابات في بنية الجسم الداخلية. ما تردد الأشعة السينية التي طولها الموجي 1.15×10^{-10} m؟
3. بعد تحليل دقيق، وُجد أن تردد الموجة الكهرومغناطيسية هو 7.8×10^6 Hz. ما سرعة الموجة؟
4. **تحدي** بينما تقوم محطة راديو FM بالبث على تردد 94.7 MHz، تقوم محطة AM بالبث على تردد 820 KHz. ما الأطوال الموجية لكلا البثين؟ أي من الرسومات التالية يتماشى مع محطة FM؟ ومع محطة AM؟



McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الطبيعة المادية (الجسيمية) للضوء

بينما تفسر رؤيتنا للضوء على أنه موجة سلوكه اليومي، إلا أنها تفشل في وصف بعض المظاهر الهامة لتفاعل الضوء مع المادة بشكل كافٍ. لا يمكن للنموذج الموجي للضوء أن يفسر سبب انبعاث ترددات معينة فقط من الضوء من الأجسام الساخنة في درجة حرارة معينة، أو سبب انبعاث إلكترونات من بعض الفلزات حين يتم تسليط تردد معين عليها. وقد أدرك العلماء أنذاك الحاجة لنموذج جديد أو تنقيح للنموذج الموجي للضوء للتعامل مع هذه الظواهر.

مفهوم الكم عند تسخين جسم ما فإنه يبعث ضوء متوهج. يوضح **الشكل 6** هذه الظاهرة مع عنصر الحديد. قطعة الحديد تبدو بلون رمادي داكن في درجة حرارة الغرفة، بينما تتوهج باللون الأحمر عند تسخينها بقدرٍ كافٍ، ثم تتحول للون البرتقالي ثم الأزرق في درجات حرارة أعلى. كما ستتعلمون في الوحدات اللاحقة، فإن درجة حرارة جسم ما هي مقياس متوسط الطاقة الحركية لجسيماته. وبينما تزداد سخونة الحديد فهو يحصل على مقدار أكبر من الطاقة وتنبعث منه ألوان مختلفة من الضوء. تتماشى هذه الألوان المختلفة مع الترددات والأطوال الموجية المختلفة.

لا يمكن للنموذج الموجي للضوء أن يفسر انبعاث هذه الأطوال الموجية المختلفة. في عام 1900، بدأ الفيزيائي الألماني ماكس بلانك (1858-1947) في البحث عن تفسير لهذه الظاهرة أثناء دراسته للضوء المنبعث من الأجسام الساخنة. وقد قادته دراسته لاستنتاج مدهش، أن المادة يمكن أن تكتسب أو تفقد طاقة فقط بكميات صغيرة ومحددة تسمى الكوانتا "الكمات" **الكم** هو الحد الأدنى من الطاقة الذي يمكن اكتسابه أو فقدانه عن طريق الذرة

التأكد من فهم النص **فسر** سبب تغير لون الأجسام التي يتم تسخينها مع درجة الحرارة.

وقد اعتقد بلانك وعدد آخر من علماء الفيزياء في ذلك الوقت أن مفهوم الطاقة الكمية كان ثوريًا وقد وجده البعض الآخر مزعجًا. وقد قادت التجربة السابقة العلماء للتفكير في أنه يمكن امتصاص الطاقة وانبعاثها بكميات مختلفة بشكل مستمر بدون حد أدنى لهذه الكمية. على سبيل المثال، فكر في تسخين كوب من الماء في فرن ميكروويف. يبدو أنه بإمكانك إضافة طاقة حرارية للماء عن طريق تنظيم طاقة الميكروويف ومدة تشغيله. وبدلًا من ذلك، تزداد درجة حرارة الماء بخطوات متناهية في الصغر بينما تمتص جزيئاته كميات من الطاقة. ونظرًا لصغر هذه الخطوات، يبدو أن درجة الحرارة ترتفع بطريقة مستمرة وليست بطريقة متدرجة.

المفردات

المفردات الأكاديمية

الظاهرة

حقيقة أو حدث يمكن ملاحظته. أثناء العواصف المطيرة، غالبًا ما تمر تيارات كهربائية من السماء إلى الأرض— وهي ظاهرة نسميها الصاعقة.

■ **الشكل 6** يعتمد طول موجة الضوء المنبعث من الفلز المسخن، كالحديد على اليمين، على درجة الحرارة. في درجة حرارة الغرفة، يكون لون الحديد رمادياً عند التسخين يتحول أولًا للون الأحمر ثم يتوهج باللون البرتقالي.

حدد لون قطعة الحديد ذات الطاقة الحركية الأكبر.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

وقد اقترح بلانك أن الطاقة المنبعثة من الأجسام الساخنة كانت ذات كم محدد. ثم تجاوز ذلك بأن أظهر أيضًا أن هناك علاقة بين طاقة الكم وتردد الإشعاع المنبعث.

طاقة الكم

$$E_{\text{الكم}} = h\nu$$

$E_{\text{الكم}}$ تمثل الطاقة.
h هي ثابت بلانك.
ν تمثل التردد.

نحصل على طاقة الكم عن طريق ضرب ثابت بلانك في التردد.

ثابت بلانك قيمته 6.626×10^{-34} J.s. حيث J رمز الجول، وهو الوحدة الدولية القياسية للطاقة. توضح المعادلة أن طاقة الإشعاع تزداد بينما يزداد تردده ν.

وفقًا لنظرية بلانك، فإنه بالنسبة لتردد محدد ν، يمكن للمادة أن تبعث أو تمتص الطاقة فقط بمقدار مضاعفات العدد الكلي لقيمة $h\nu$، أي $1h\nu$، $2h\nu$، $3h\nu$، وما إلى ذلك. من التشبيهات المفيدة لهذا المفهوم هو تشبيه الطفل الذي يقوم ببناء حائط من القطع الخشبية. يمكن للطفل أن يضيف أو ينقص من ارتفاع الحائط بزيادة تتمثل في أعداد كلية من هذه القطع. وبالمثل، فإن المادة يمكن أن يكون لها مقادير محددة فقط من الطاقة–ولا تتواجد كميات الطاقة بين هذه القيم.

التأثير الكهروضوئي عرف العلماء أيضًا أن نموذج الموجة للضوء لا يمكن أن يشرح الظاهرة المسماة بالتأثير الكهروضوئي. في **التأثير الكهروضوئي**، تنبعث الإلكترونات، المسماة باسم الإلكترونات الضوئية (الفوتو إلكترونات)، من سطح فلزي حين يسقط ضوء ذو تردد معين، أو أعلى من تردد معين، على هذا السطح **الشكل 7**.

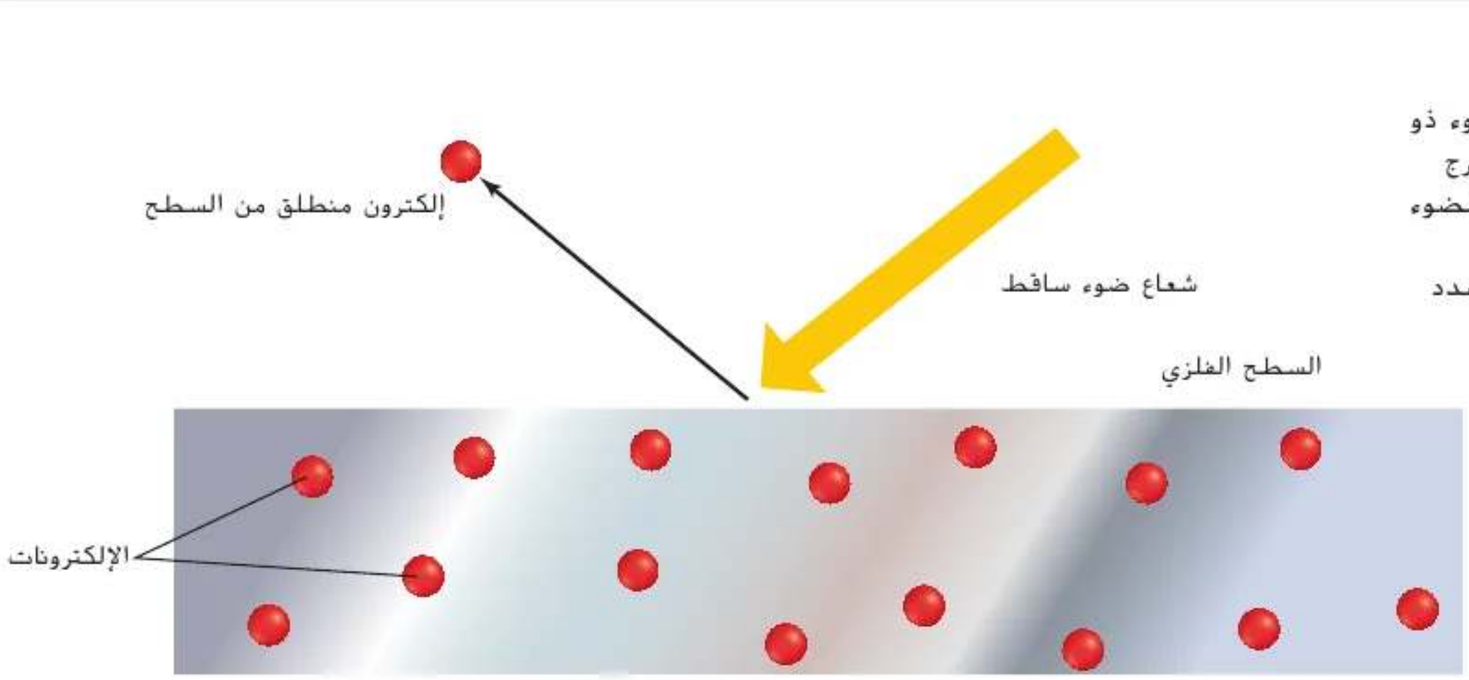
يتنبأ النموذج الموجي للضوء بأنه في وجود وقت كاف وحتى طاقة منخفضة وتردد منخفض، سيتراكم الضوء ويمنح طاقة كافية لإخراج الإلكترونات الضوئية من الفلز. في الواقع، لن يبعث الفلز الإلكترونات الضوئية إذا كان تردد الضوء الساقط عليه أقل من التردد اللازم لإطلاق الإلكترونات. على سبيل المثال، لا يهم مدى شدة هذا الشعاع الضوئي أو كم يستغرق من الوقت، فالضوء ذو التردد الأقل من 1.14×10^{15} Hz لا يساعد على إطلاق أي إلكترونات ضوئية من الفضة. ولكن حتى الضوء المعتم ذو التردد الذي يعادل أو يزيد عن 1.14×10^{15} Hz يساعد على إطلاق إلكترونات ضوئية من الفضة.

☑ **التأكد من فهم النص** **صف** التأثير الكهروضوئي.

الكيمياء في الحياة اليومية

التأثير الكهروضوئي

تستخدم **الطاقة الشمسية** في بعض الأحيان لإمداد إشارات الطريق بالطاقة تستخدم الخلايا الكهروضوئية التأثير الكهروضوئي لتحويل طاقة الضوء إلى طاقة كهربائية.



■ **الشكل 7** يحدث التأثير الكهروضوئي حين يتم تسليط ضوء ذو تردد معين على سطح فلزي ويخرج منه إلكترونات. حين تزداد شدة الضوء يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة. وعندما يزداد تردد الضوء، يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الطبيعة المزدوجة للضوء لشرح التأثير الكهروضوئي، اقترح ألبرت أينشتاين عام 1905 أن للضوء طبيعة مزدوجة. فشعاع الضوء له خصائص موجية وخصائص جسيمية. ويمكن اعتباره كشعاع مكوّن من حزم من الطاقة تسمى الفوتونات. **الفوتون** هو جسيم عديم الكتلة يحمل كم من الطاقة. وبالتوسع في فكرة بلانك عن الطاقة ذات الكم، اعتبر أينشتاين أن طاقة الفوتون تعتمد على تردده.

طاقة الفوتون

$$E_{photon} = h\nu$$

E_{photon} تمثل الطاقة.
h ثابت بلانك.
ν التردد.

نحصل على طاقة الفوتون عن طريق ضرب ثابت بلانك في التردد.

كما أشار أينشتاين أيضًا إلى أن طاقة الفوتون يجب أن يكون لها قيمة حرجة محددة لتتسبب في إطلاق الإلكترون الضوئي من سطح الفلز. ومن ثم، فإنه حتى الأعداد الصغيرة من الفوتونات التي تحمل طاقة أكثر من القيمة الحرجة ستتسبب في تأثير كهروضوئي. وقد فاز أينشتاين بجائزة نوبل في الفيزياء عام 1921 عن هذا العمل.

مثال 2

احسب طاقة الفوتون يحصل كل جسم على لونه بانعكاس جزء معين من الضوء المتوهج يتحدد اللون بحسب طول موجة الفوتونات المنعكسة. وبالتالي بحسب طاقتها. ما هي طاقة فوتون ما ناتج عن الجزء البنفسجي من ضوء الشمس إذا كان تردده $7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$؟

1 تحليل المسألة

معطيات

$\nu = 7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$

$h = 6.626 \times 10^{-34}\ J \cdot s$

مجهول

$E_{photon} = ?\ J$

2 أوجد القيمة المجهولة

اكتب المعادلة الخاصة بطاقة الفوتون.

$$E_{photon} = h\nu$$

بالتعويض $h = 6.626 \times 10^{-34}\ J.s$ و $\nu = 7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$.

$$E_{photon} = (7.230 \times 10^{14}\ s^{-1})\,(6.626 \times 10^{-34}\ J \cdot s)$$

اضرب الأعداد والوحدات واقسمها.

$$E_{photon} = 4.791 \times 10^{-19}\ J$$

3 تقييم الإجابة

كما كان متوقعاً، فإن طاقة فوتون واحد من الضوء تكون صغيرة للغاية. الوحدة هي الجول، وحدة الطاقة، وهناك أربعة أرقام معنوية.

تطبيقات

5. احسب الطاقة التي يحملها فوتون واحد من كل نوع من أنواع الإشعاع الكهرومغناطيسي التالية:
   a. $6.32 \times 10^{20}\ s^{-1}$ **b.** $9.50 \times 10^{13}\ Hz$ **c.** $1.05 \times 10^{16}\ s^{-1}$
6. ينشأ اللون الأزرق في بعض الألعاب النارية حين يتم تسخين كلوريد النحاس إلى درجة حرارة 1500K فينبعث ضوء أزرق طوله الموجي $4.5 \times 10^{2}\ nm$. ما مقدار الطاقة التي يحملها فوتون واحد من هذا الضوء؟
7. **تحدي** الطول الموجي لجهاز ميكروويف يستخدم لتسخين الطعام هو 0.125 m. ما طاقة فوتون واحد من إشعاع الميكروويف؟

McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف

تجربة مصغرة

تعرف على المُركّبات

كيف تختلف ألوان اللهب باختلاف العناصر؟

الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة المتعلقة بهذه التجربة قبل بدء العمل
2. اغمس أحد **أسلاك البلاتين (أو أي بديل مناسب)** في محلول **كلوريد الليثيوم**. ضع السلك في لهب **بنزن**. لاحظ لون اللهب ودوّنه في جدول البيانات الخاص بك.
3. كرر الخطوة 2 لكل محلول من محاليل كلوريدات الفلزات (**كلوريد الصوديوم، وكلوريد البوتاسيوم، وكلوريد الكالسيوم وكلوريد السترونشيوم**). دوّن لون كل لهب في جدول البيانات الخاص بك.
4. قارن نتائجك باختبارات اللهب الموضحة في كتيب العناصر.
5. كرر الخطوة 2 باستخدام عينة من محلول **مجهول** تحصل عليه من معلمك. دوّن لون اللهب الناتج.
6. تخلص من المواد والمحاليل وفقًا لتوجيهات معلمك.

التحليل

1. **اقترح** سببًا للحصول على لون مختلف للهب لكل مركب برغم احتوائهم جميعًا على الكلور.
2. **اشرح** كيف يمكن لاختبار اللهب لعنصر ما أن يكون متعلقًا بطيف انبعاثه الذري.
3. **استدل** على هوية المادة غير المعروفة. اشرح استنتاجك.

طيف الانبعاث الذري

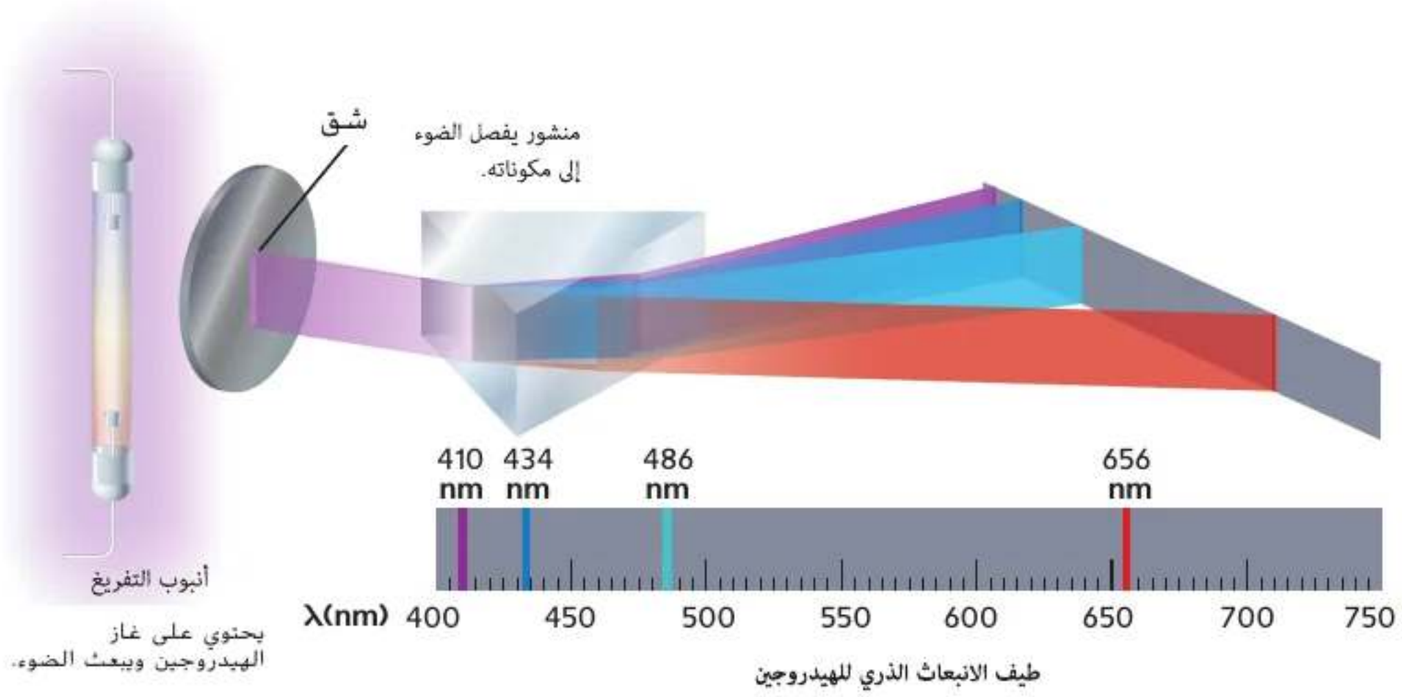
هل تساءلت يومًا عن الطريقة التي ينتج بها الضوء في تلك الأنابيب المتوهجة للوحات النيون الإعلانية؟ هذه العملية هي ظاهرة أخرى لا يمكن تفسيرها عن طريق النموذج الموجي للضوء. ينتج ضوء لوحات النيون عن طريق تمرير الكهرباء عبر أنبوب مليء بغاز النيون. تمتص ذرات النيون بداخل الأنبوب الطاقة وتصبح مستثارة. تعود هذه الذرات المستثارة لحالتها المستقرة عن طريق انبعاث ضوء لتحرير هذه الطاقة. إذا مر الضوء المنبعث من غاز النيون عبر منشور زجاجي، ينتج طيف الانبعاث الذري للنيون.

طيف الانبعاث الذري لعنصر ما هو مجموعة الترددات للموجات الكهرومغناطيسية المنبعثة من ذرات هذا العنصر. يتكون طيف الانبعاث الذري من عدة خطوط منفصلة من الألوان تتطابق مع ترددات الإشعاع المنبعث من ذرات النيون. إنه ليس نطاقاً مستمراً من الألوان كما هو الحال في الطيف المرئي للضوء الأبيض.

التأكد من فهم النص **فسّر** كيف ينتج طيف الانبعاث.

يتميز كل عنصر بطيف انبعاث ذري خاص به، ويمكن استخدامه للتعرف على العنصر أو تحديد ما إذا كان هذا العنصر هو جزء من مركب غير معروف. على سبيل المثال، حين يُقمس سلك بلاتيني في محلول نيترات السترونشيوم ثم يتم إدخاله في لهب بنزن، ينبعث من ذرات السترونشيوم لون أحمر مميز. يمكنك أن تقوم أيضًا بمجموعة من اختبارات اللهب عن طريق إجراء تجربة مصغرة.

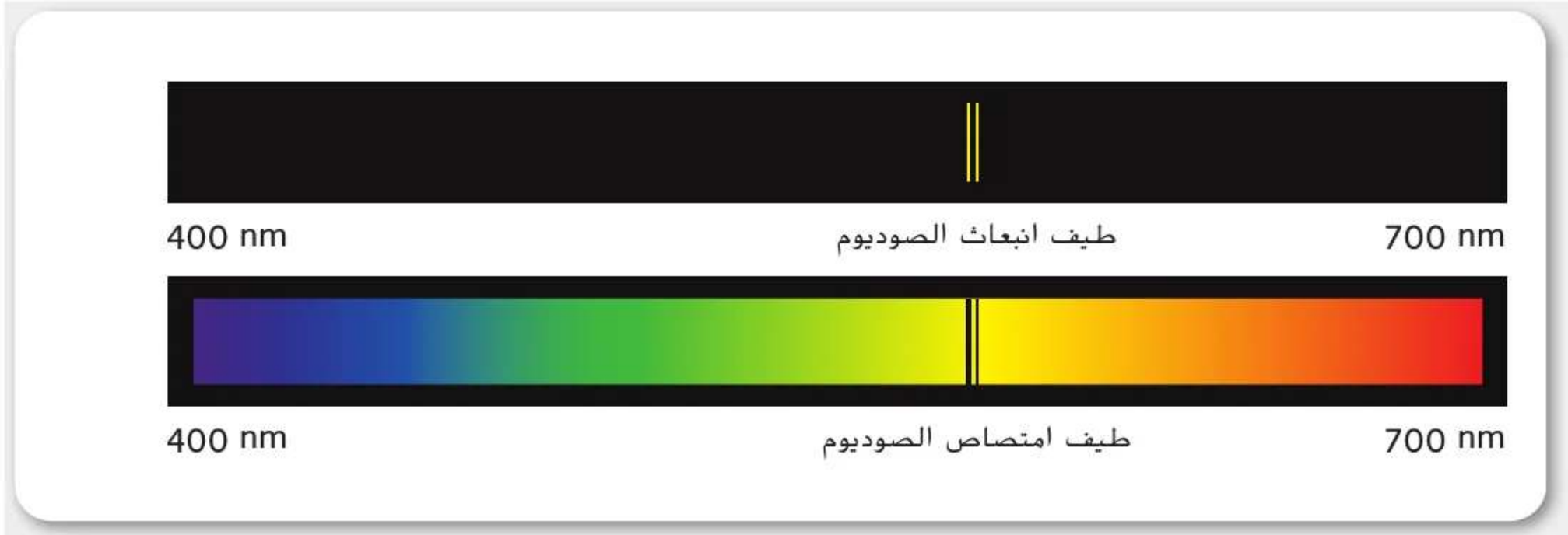
يوضح **الشكل 8** رسمًا توضيحيًا للتوهج البنفسجي-الوردي المميز الناتج عن ذرات الهيدروجين المستثارة والجزء المرئي من طيف انبعاث الهيدروجين المسؤول عن إنتاج هذ التوهج. لاحظ كيف تختلف الطبيعة الخطية لطيف الانبعاث الذري للهيدروجين عن تلك الخاصة بالطيف المستمر.



■ **الشكل 8** يمكن فصل الضوء البنفسجي المنبعث من الهيدروجين إلى مكوناته المختلفة باستخدام المنشور. للهيدروجين طيف انبعاث ذري يتكون من أربعة خطوط ذات أطوال موجية مختلفة.

حدد أي الخطوط ذو أكبر طاقة؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 9** الطيف السفلي هو طيف امتصاص. وهو يتكون من خطوط سوداء فوق طيف مستمر. تتطابق الخطوط السوداء مع ترددات معينة يمتصها عنصر محدد، وهو الصوديوم في هذه الحالة. ويمكن مطابقتها مع الخطوط الملونة الموجودة في طيف انبعاث الصوديوم الموضحة أعلى طيف الامتصاص.

الربط بعلم الفلك

طيف الانبعاث الذري هو أحد المواصفات المميزة للعنصر الذي يتم فحصه، ويمكن استخدامه في التعرف على العنصر. إن حقيقة أن ألواناً معينة فقط تظهر في طيف الانبعاث الذري تعني أن ترددات محددة فقط للضوء هي التي تنبعث. ونظرًا لأن هذه الترددات المنبعثة تتعلق بالطاقة وفقًا للمعادلة $E_{photon} = h\nu$، فإن الفوتونات ذات الطاقات المحددة فقط هي التي تنبعث. لم تتنبأ قوانين الفيزياء الكلاسيكية بذلك وقد توقع العلماء أن يلاحظوا انبعاث سلسلة من الألوان بينما تفقد الإلكترونات المستثارة الطاقة. تمتص العناصر نفس ترددات الضوء المحددة بقدر الترددات التي تنبعث منها ومن ثم ينتج عنها طيف امتصاص. في طيف امتصاص ما، تظهر الترددات الممتصة على شكل خطوط سوداء كما يتضح في **الشكل 9**. بمقارنة الخطوط السوداء مع طيف الانبعاث الخاص بالعناصر، يستطيع العلماء تحديد تركيب الطبقات الخارجية للنجوم.

القسم 1 مراجعة

ملخص القسم

- تُعرف كافة الموجات بأطوالها الموجية وترددتها وسعتها وسرعاتها.
- تنتقل كافة الموجات الكهرومغناطيسية بسرعة الضوء في الفراغ.
- كافة الموجات الكهرومغناطيسية لديها خصائص موجية وخصائص مادية.
- تنبعث من المادة طاقة كما تمتص طاقة بكمات محددة.
- ينتج الضوء الأبيض طيفًا متصلًا. يتكون طيف الانبعاث لعنصر ما من سلسلة من الخطوط المنفصلة والملونة.

8. **الفكرة الرئيسة** **قارن بين** الطبيعة المزدوجة للضوء.
9. **صِف** الظاهرة التي يمكن تفسيرها فقط عن طريق النموذج الجسيمي للضوء.
10. **قارن** بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث.
11. **قيِّم** وظّف نظرية الكم لتقييم مقدار الطاقة التي تكتسبها مادة ما أو تفقدها.
12. **ناقش** الطريقة التي استخدم بها أينشتاين مفهوم الكم لدى بلانك ليشرح التأثير الكهروضوئي.
13. **احسب** لتسخين 235 g من الماء من درجة حرارة 22.6 °c إلى درجة 94.4 °c في فرن ميكروويف تحتاج إلى 7.06×10^4 J من الطاقة. إذا كان تردد الميكروويف هو $2.88 \times 10^{10}\ s^{-1}$، كم عدد الكمات المطلوبة لتوفير 7.06×10^4 J؟
14. **تفسير المخططات العلمية** استخدم **الشكل 5** ومعرفتك بالإشعاع الكهرومغناطيسي لمطابقة العناصر ذات الترقيم مع العناصر ذات الأحرف. يمكن استخدام العناصر ذات الترقيم أكثر من مرة أو يمكن عدم استخدامها على الإطلاق.

a. أطول طول موجي	1. أشعة جاما.
b. أعلى تردد	2. موجة الأشعة تحت الحمراء
c. أكبر طاقة	3. موجات الراديو

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 2

نظرية الكم والذرَّة

الفكرة الرئيسة **تساعد الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري ومستويات الطاقة والأفلاك الذرية.**

الأسئلة الرئيسة

- كيف يمكن المقارنة بين نموذج بور ونموذج ميكانيكا الكم للذرَّة؟
- ما تأثير الطبيعة المزدوجة (موجة – جسيم) لدي دي بروغلي ومبدأ الشك لهايزنبرج على النظرة الحالية الخاصة بالإلكترونات في الذرَّة؟
- ما العلاقة بين مستويات الطاقة لذرَّة الهيدروجين ومستوياتها الفرعية والأفلاك الذرية؟

مفردات للمراجعة

الذرَّة (atom): أصغر جزء في العنصر يحتفظ بجميع خصائص العنصر ويتكون من إلكترونات وبروتونات ونيوترونات.

مفردات جديدة

الحالة الأرضية ground state
رقم الكم Quantum number
معادلة دي بروغلي
De Broglie equation
مبدأ الشك لهايزنبرج
Heisenberg uncertainty principle
النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
Quantum mechanical model of the atom
الفلك الذري atomic orbital
رقم الكم الرئيس
Principle quantum number
مستوى الطاقة الرئيس
Principe Energy level
مستوى الطاقة الفرعي
Energy of the sublevel

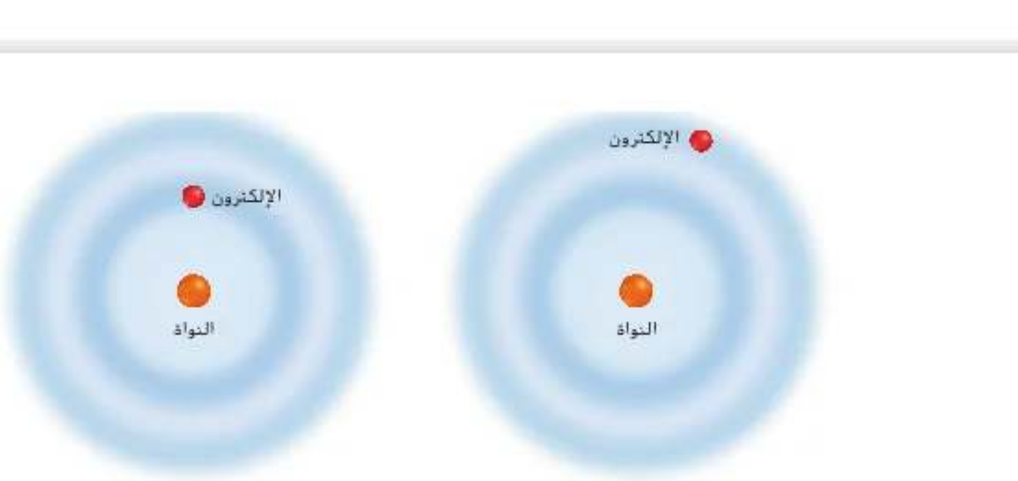
الكيمياء في حياتك تخيل أنك تتسلق سلمًا وتحاول الوقوف بين الدرجات. لن تنجح بالطبع إلا إذا كان بمقدروك الوقوف على الهواء. حين تكون الذرات في حالات طاقة مختلفة، تتصرف الإلكترونات بنفس الطريقة التي يتصرف بها الشخص الذي يصعد درجات السلم الخشبي.

نموذج بور للذرة

فسر النموذج المزدوج موجة – جسيم الخاص بالضوء عدة ظواهر لم يكن من الممكن تفسيرها من قبل، ولكن لا يزال العلماء لا يفهمون العلاقات بين البنية الذرية والإلكترونات وطيف الانبعاث الذري. تذكر أن طيف انبعاث الهيدروجين منفصل، أي أنه يتكون فقط من ترددات ضوئية محددة. ما السبب الذي يجعل طيف الانبعاث الذري للعناصر منفصلا بدلا من أن يكون متصلا؟ اقترح عالم الفيزياء الدنماركي نيلز بور، الذي كان يعمل في مختبر رذرفورد عام 1913، نموذجًا كميًا لذرة الهيدروجين يبدو أنه يجيب على هذا السؤال. كما تنبأ نموذج بور أيضًا بشكل صحيح بترددات الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين.

حالات الطاقة لذرة الهيدروجين بناء على تصورات بلانك وأينشتاين للطاقة الكميّة، اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها حالات طاقة محددة مسموح بها. أقل حالة طاقة مسموح بها للذرة تسمى **الحالة الأرضية**. حين تكتسب الذرَّة الطاقة، يقال أنها في حالة مستثارة.

ربط بور أيضًا حالات الطاقة لذرة الهيدروجين بالإلكترون داخل الذرَّة. وقد اقترح أن الإلكترون في ذرَّة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية محددة مسموح بها فقط. كلما صغر مدار الإلكترون، كلما كانت حالة الطاقة للذرَّة أو مستوى الطاقة أقل. وعلى العكس، كلما ازداد حجم مدار الإلكترون، كلما كانت حالة الطاقة للذرَّة أو مستوى الطاقة أعلى. ومن ثم، يمكن أن يكون لذرَّة الهيدروجين عدة حالات مستثارة على الرغم من أنها تحتوي على إلكترون واحد فقط. تتضح فكرة بور في **الشكل 10**.



■ **الشكل 10** يوضح الشكل ذرَّة لها إلكترون واحد لاحظ أن الرسم التوضيحي ليس مطابقًا لمقياس رسم. في حالته الأرضية(المستقرة)، يوجد الإلكترون بأقل مستوى للطاقة. حين تكون الذرَّة في حالة مستثارة، يوجد الإلكترون بمستوى طاقة أعلى.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

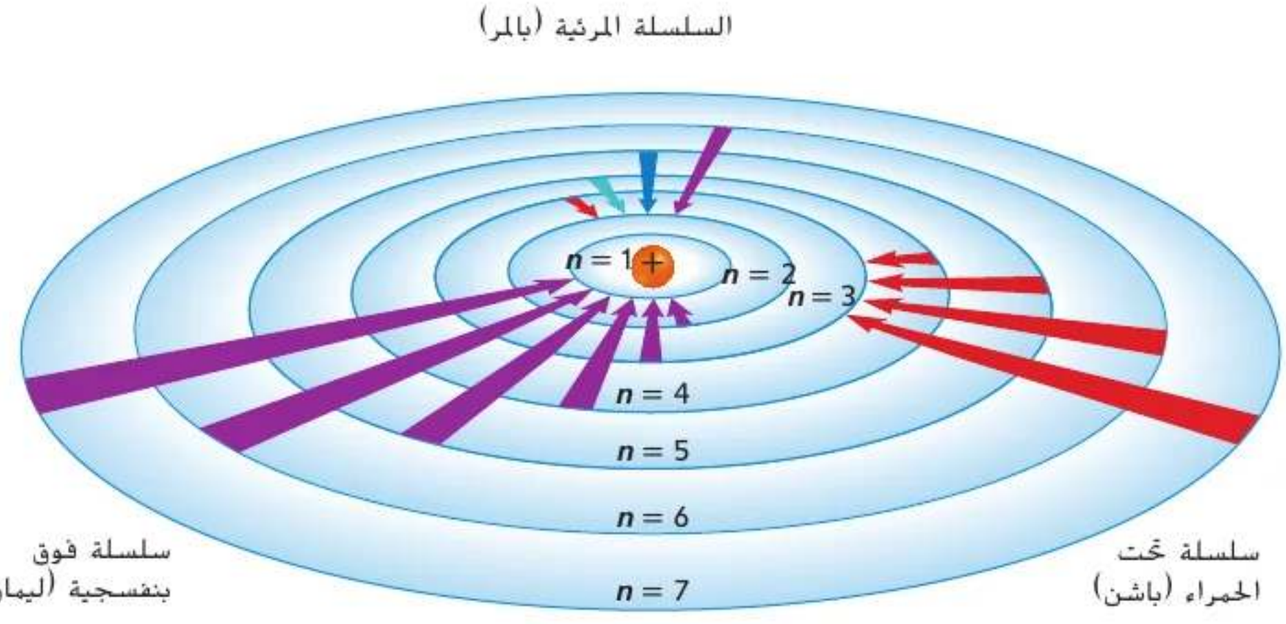
الجدول 1 وصف بور لذرَّة الهيدروجين

المدار الذرّي لبور	رقم الكم	نصف قطر المدار (nm)	مستوى الطاقة الذري المقابل	الطاقة النسبية
الأول	$n = 1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n = 2$	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	$n = 3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n = 4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n = 5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n = 6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	$n = 7$	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

وحتى يكمل حساباته،حدد بور عددًا، n، يسمى **رقم الكم** لكل مدار. كما قام أيضًا بحساب نصف قطر كل مدار. بالنسبة للمدار الأول، أقرب المدارات للنواة ، $n = 1$ ونصف قطر المدار 0.0529 nm؛ بالنسبة للمدار الثاني، $n = 2$ ونصف قطر المدار هو 0.212 nm، وما إلى ذلك. يوضح **الجدول 1**.مزيداً من المعلومات حول وصف بور لمدارات ذرة الهيدروجين المسموح بها ومستويات الطاقة.

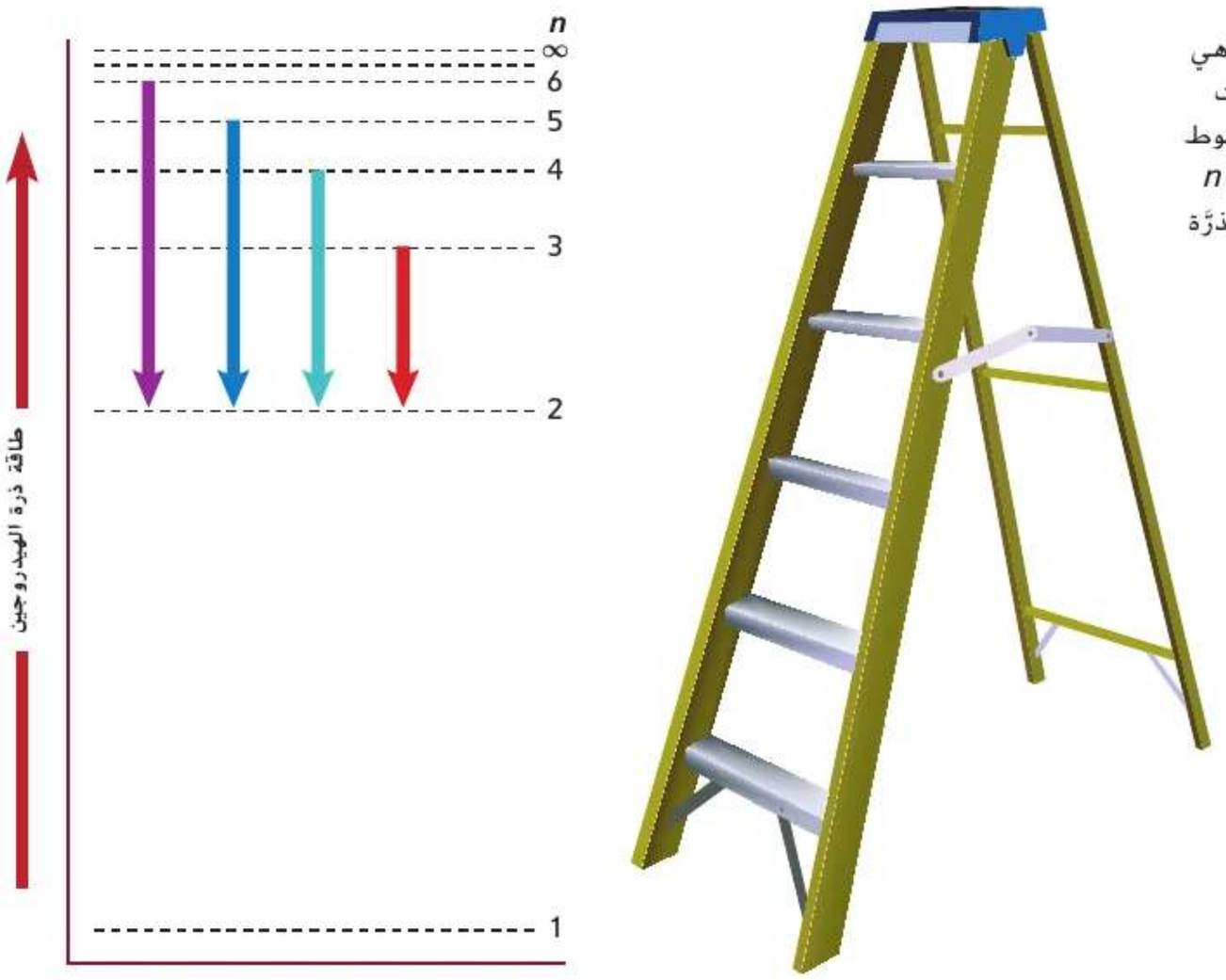
طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين اقترح بور أن ذرَّة الهيدروجين توجد في الحالة الأرضية، وتسمى أيضًا مستوى الطاقة الأول، حين يكون الإلكترون الوحيد لها في مستوى الطاقة $n = 1$ في الحالة الدنيا لا تنبعث أي طاقة من الذرَّة. حين تضاف الطاقة من مصدر خارجي، ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى، مثل مستوى الطاقة $n = 2$ الموضح في **الشكل 11**. انتقال الإلكترونات هذا يجعل الذرَّة في حالة مستثارة. حين تكون الذرة في حالة مستثارة، يمكن أن يسقط الإلكترون من المستوى ذو الطاقة الأعلى إلى مستوى طاقة أقل. نتيجة لهذا الانتقال، ينبعث من الذرة فوتون يتطابق مع الفرق في الطاقة بين المستويين.

$$\Delta E = E_{\text{مستوى الطاقة الأعلى}} - E_{\text{مستوى الطاقة الأدنى}} = E_{\text{فوتون}} = h\nu$$



■ **الشكل 11** حين يسقط إلكترون من مستوى ذو طاقة أعلى إلى مستوى ذو طاقة أقل، ينبعث فوتون. تتوافق سلاسل الأشعة فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر) وتحت الحمراء (باشن) مع سقوط الإلكترونات إلى $n = 1$، $n = 2$، و$n = 3$، على التوالي.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 12** مستويات طاقة محددة فقط هي المسموح بها. مستويات الطاقة شبيهة بدرجات السلم. تتطابق الأربعة خطوط المرئية مع سقوط الإلكترونات من مستوى أعلى n إلى المستوى $n = 2$. ومع زيادة n، تصبح مستويات الطاقة لذرَّة الهيدروجين أقرب إلى بعضها البعض.

ونظرًا لأن طاقات ذرية محددة فقط هي المحتملة، يمكن أن تنبعث ترددات معيّنة للإشعاع الكهرومغناطيسي. يمكنك مقارنة حالات الطاقة الذرية للهيدروجين بدرجات السلم. يمكن للشخص تسلق السلم لأعلى أو لأسفل من درجة إلى درجة فقط. وبالمثل، يمكن لإلكترون ذرة الهيدروجين أن ينتقل فقط من مستوى واحد مسموح به لمستوى آخر. لذلك يمكن أن ينبعث منه كميات محددة من الطاقة تتطابق مع الفرق في الطاقة بين المستويين.

الشكل 12 يوضح أنه على عكس درجات السلم، فالمسافات بين مستويات الطاقة الذرية للهيدروجين غير متساوية. كما يوضح **الشكل 12** أيضًا انتقال أربعة إلكترونات وهو ما يفسر الخطوط المرئية التي تظهر في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين والموضحة في **الشكل 8**. انتقال الإلكترون من مستوى ذو مستوى طاقة أعلى إلى المستوى الثاني يفسر وجود كل الخطوط المرئية للهيدروجين والتي تتكون منها سلسلة بالمر. تم قياس انتقالات الإلكترون الأخرى والتي لم تكن مرئية، مثل سلسلة ليمان (فوق البنفسجية) حيث يسقط الإلكترون إلى المستوى $n = 1$، وسلسلة باشان (تحت الحمراء) حيث يسقط الإلكترون إلى المستوى $n = 3$.

التأكد من فهم النص **فسر** سبب تكون ألوان ضوئية مختلفة من سلوك الإلكترون في الذرَّة.

قصور نموذج بور شرح نموذج بور الخطوط الطيفية الملحوظة للهيدروجين. ومع ذلك فقد فشل النموذج في شرح طيف أي عنصر آخر. كما أن نموذج بور لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات. في الواقع، على الرغم من أن فكرة بور بشأن مستويات الطاقة الكمية قد مهدت طرح فكرة النماذج الذرية فيما بعد، فقد أوضحت التجارب الأخيرة أن نموذج بور لم يكن صحيحًا في الأساس. فحركات الإلكترونات في الذرات غير مفهومة بشكل تام حتى الآن. ومع ذلك يشير الدليل الجوهري إلى أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

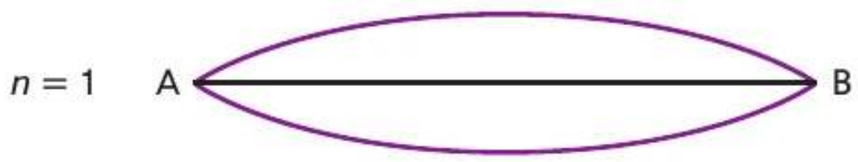
حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة

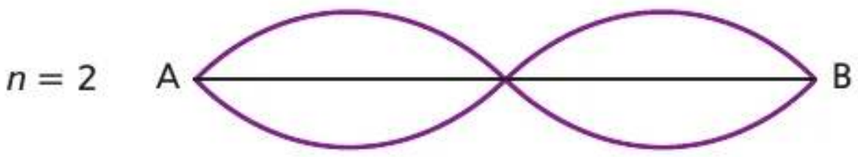
صاغ العلماء في منتصف عشرينيات القرن العشرين–الذين كانوا مقتنعين حينها بأن نموذج بور الذري كان خاطئًا–تفسيرات جديدة ومبتكرة حول كيفية ترتيب الإلكترونات في الذرات. عام 1924، اقترح طالب جامعي فرنسي تخرج في الفيزياء يدعى لويس دي بروغلي (1892-1987) فكرة استطاعت فيما بعد أن تفسر مستويات الطاقة الثابتة لنموذج بور.

الإلكترونات كموجات ظل دي بروغلي يفكر في أن مدارات الإلكترون الكمية لبور لها مواصفات شبيهة بمواصفات الموجات. على سبيل المثال، كما يتضح من **الشكلين 13أ و13ب** فإن مضاعفات نصف الأطوال الموجية فقط هي المطلوبة من أجل وتر قيثارة تم اقتلاعه لأن الوتر مثبت من كلا الطرفين. وبالمثل فقد رأى دي بروغلي أن الأعداد الفردية فقط للأطوال الموجية هي المسموح بها في مدار دائري ذو نصف قطر ثابت، كما يتضح من **الشكل 13ج**. كما أشار أيضًا إلى حقيقة أن الضوء–الذي كان يُعتقد بكل قوة في فترة ما أنه ظاهرة موجية – يمتلك مواصفات كلًا من الموجة والجسيم. هذه الأفكار قادت دي بروغلي لطرح سؤال جديد. إذا كان يمكن للأمواج أن تسلك سلوك الجسيمات، هل يمكن أن يكون العكس صحيحًا؟ أي، هل يمكن لجسيمات المادة، بما في ذلك الإلكترونات، أن تتصرف كالموجات؟

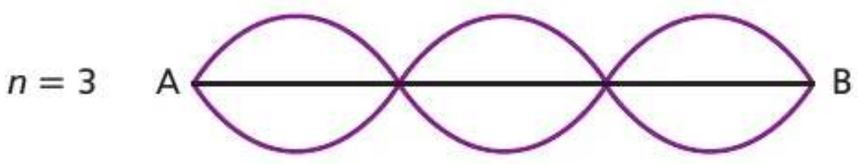
الشكل 13 أ. يهتز الوتر على القيثارة بين نقطتي نهاية ثابتتين. **ب.** اهتزازات الوتر بين نقطتي النهاية الثابتتين تم تسميتهما B و A وهي محددة بمضاعفات نصف الأطوال الموجية. **ج.** يمكن أن تكون الإلكترونات على المدارات الدائرية ذات أعداد فردية فقط للأطوال الموجية.



نصف طول الموجة

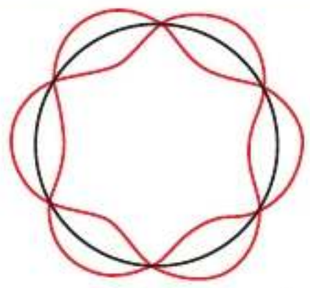


نصفي أطوال موجية

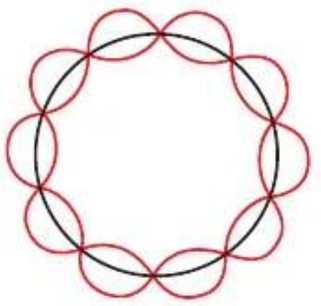


3 أنصاف أطوال موجية

ب **وتر الجيتار المهتز**
مسموح بأضعاف أنصاف الأطوال الموجية فقط



أطوال موجية $n = 3$



أطوال موجية $n = 5$

عدد كلي (غير مسموح) $n \neq$

ج **الإلكترون المداري**
مسموح بأرقام كاملة فقط للأطوال الموجية

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تتنبأ **معادلة دي بروغلي** بأن جميع الجسيمات المتحركة تتمتع بمواصفات موجية. كما أنها تشرح أيضًا سبب استحالة ملاحظة الطول الموجي لسيارة تتحرك بسرعة. فالسيارة التي تتحرك بسرعة 25 m/s وتبلغ كتلتها 910 kg. يكون طولها الموجي 2.9×10^{-38} m. وهو طول موجي صغير للغاية بحيث لا يمكن رؤيته أو الكشف عنه. على النقيض، فإن الإلكترون الذي يتحرك بنفس السرعة يكون له طول موجي يسهُل حسابه ويساوي 2.9×10^{-5} m. وقد أوضحت التجارب اللاحقة أن الإلكترونات والجسيمات المتحركة الأخرى لها في الواقع مواصفات موجية بالفعل. عرف دي بروغلي أنه إذا كان للإلكترون حركة تشبه الموجة، وأنه ينحصر في مدارات دائرية أو ذات نصف قطر ثابت، فإنه يُحتمل وجود أطوال موجية وترددات وطاقات محددة. وبتطوير فكرته، استنتج دي بروغلي المعادلة التالية:

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}$$

λ تمثل الطول الموجي.
h ثابت بلانك.
m تمثل كتلة الجسيم.
ν تمثل السرعة.

طول موجة جسيم ما هو ناتج قسمة ثابت بلانك على حاصل ضرب كتلة الجسيم في سرعته.

مختبر حل المشكلات

تفسير الرسومات التوضيحية العلمية

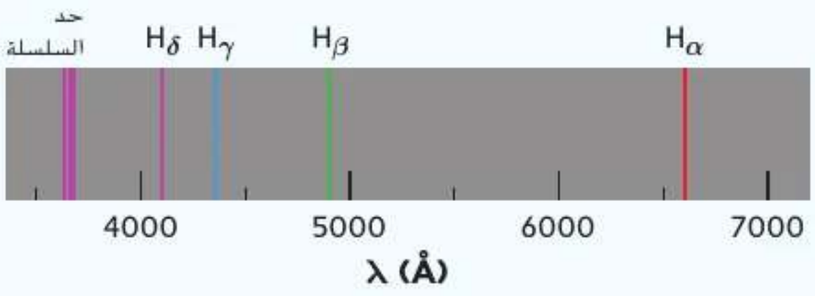
ما هي انتقالات الإلكترون التي توضح سلسلة بالمر؟ يشمل طيف انبعاث الهيدروجين ثلاث سلاسل من الخطوط؟ بعض الأطوال الموجية عبارة عن أشعة فوق بنفسجة (سلسلة ليمان) وتحت الحمراء (سلسلة باشان). والأطوال الموجية المرئية هي التي تتكون منها سلسلة بالمر. إن نموذج بور الذري ينسب هذه الخطوط الطيفية لانتقالات من حالات ذات طاقة عالية الذي تكون فيه $n = n_i$ إلى حالات ذات طاقة منخفضة تكون فيها $n = n_f$.

التحليل

يوضح الشكل على اليسار الانتقالات في سلسلة بالمر الخاصة بالهيدروجين. يتم تعيين خطوط بالمر هذه $H\alpha$ (6562 Å), $H\beta$ (4861 Å), $H\gamma$ (4340 Å), و$H\delta$ (4101 Å). يتعلق كل طول موجي (λ) بانتقال إلكترون ضمن ذرة هيدروجين من خلال المعادلة التالية حيث $1.09678 \times 10^7\ m^{-1}$ يعرف بثابت ريدبيرج.

$$\frac{1}{\lambda} = 1.09678 \times 10^7 \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) m^{-1}$$

بالنسبة لسلسلة بالمر للهيدروجين، ينتقل الإلكترون من المستويات العليا إلى المستوى $n = 2$ أي أن $n_f = 2$.



التفكير الناقد.

1. **احسب** الأطوال الموجية لانتقال الإلكترون بين المستويات التالية:
   a. $n_i = 3;\ n_f = 2$
   b. $n_i = 4;\ n_f = 2$
   c. $n_i = 5;\ n_f = 2$
   d. $n_i = 6;\ n_f = 2$
2. **أوجد العلاقة** بين الأطوال الموجية في سلسلة بالمر التي قمت بحسابها في السؤال 1 وبين تلك المحسوبة تجريبيًا. بالسماح بأخطاء تجريبية وعدم الدقة في الحسابات. هل تتطابق الأطوال الموجية؟ فسر إجابتك. علمًا أن واحد أنجستروم (Å) يساوي 10^{-10} m.
3. **طبق** المعادلة $E = hc/\lambda$ لحساب طاقة الكم لكل انتقال بين المستويات في السؤال 1.
4. **توسع** في نموذج بور عن طريق حساب الطول الموجي والطاقة بالكم لانتقال الالكترون بين المدارات الذي تكون فيه $n_f = 3$ و $n_i = 5$. هذا الانتقال يوضح الخط الطيفي لسلسة باشان للهيدروجين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مبدأ الشك لهايزنبرج خطوة بخطوة، استطاع علماء مثل رذرفورد وبور ودي بروغلي فك غموض الذرة. ومع ذلك، فالنتيجة التي توصل إليها عالم الفيزياء النظرية الألماني ورنر هايزنبرج (1901-1976) أثبتت أن لها نتائج عميقة على نماذج الذرَّة.

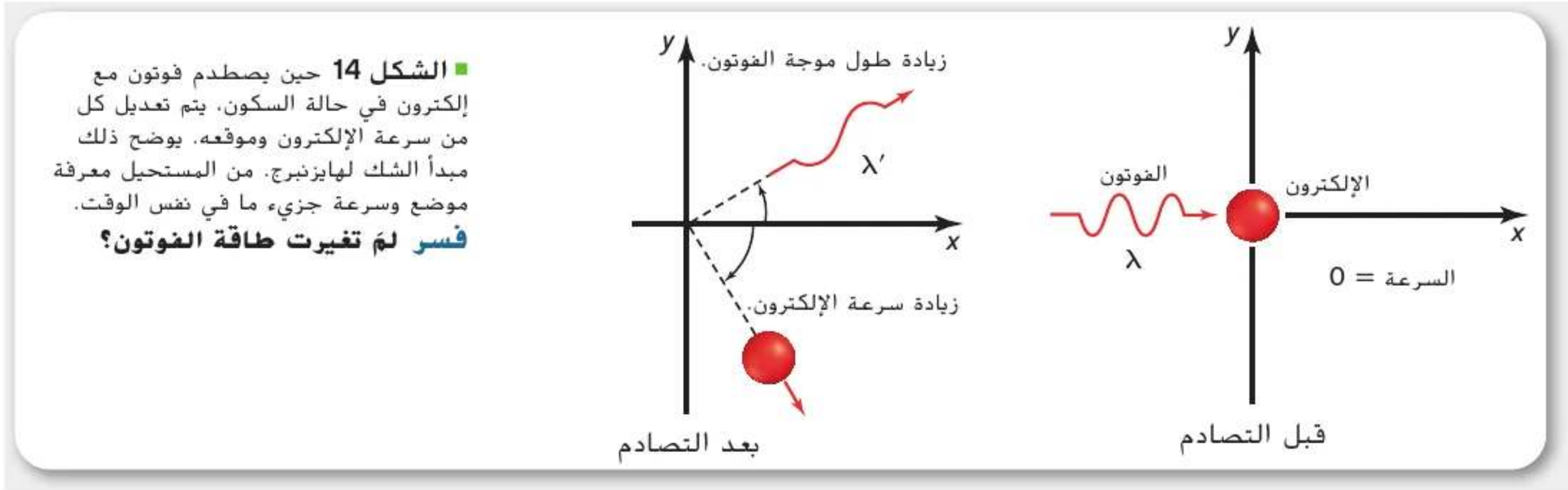
وقد أوضح هايزنبرج أنه من المستحيل أخذ قياسات أي جسم دون إحداث اضطراب فيه. تخيل أنك تحاول تحديد موضع بالون متأرجح مملوء بالهيليوم في غرفة مظلمة. إذ لوحت بيديك ، يمكنك أن تحدد موقع البالون حين تلمسه. ومع ذلك، حين تلمس البالون فإنك تنقل إليه الطاقة وتغير موضعه. يمكنك أيضًا التنبؤ بموقع البالون عن طريق إضاءة كشاف. باستخدام هذه الطريقة، تصل فوتونات الضوء المنعكسة من البالون إلى عينيك وتكشف عن موقع البالون. ونظرًا لأن البالون جسم كبير يمكن رؤيته بالعين المجردة، فإن تأثير الفوتونات المرتدة على موقعه يكون صغيراً جدًا وغير ملحوظ.

تخيل أنك تحاول أن تحدد موقع إلكترون ما عن طريق "اصطدامه" بفوتون ذو طاقة عالية. نظراً لأن هذا الفوتون يمتلك نفس طاقة الإلكترون، فإن التفاعل بين الجسيمين يغير كل من الطول الموجي للفوتون وموقع وسرعة الإلكترون كما يظهر في **الشكل 14**. بمعنى آخر، فإن ملاحظة الإلكترون ينتج عنها شك واضح لا يمكن تجنبه في موقع وحركة الإلكترون. قاد تحليل هايزنبرج للتفاعلات، كتلك الموجودة بين الفوتونات والإلكترونات لاستنتاجه التاريخي. يوضح **مبدأ الشك لهايزنبرج** أنه من المستحيل معرفة سرعة وموقع أي جسيم في نفس الوقت بدقة.

التأكد من فهم النص **اشرح** مبدأ الشك لهايزنبرج.

على الرغم من أن العلماء في هذا الوقت قد وجدوا أن مبدأ هايزنبرغ صعب القبول، فلقد ثبت أنه يصف الحدود الجوهرية لما يمكن ملاحظته. إن التفاعل بين الفوتون والجسم الكبير كالبالون المليء بالهيليوم له تأثير قليل جدًا على البالون، حتى أن الشك في موقعه سيكون صغير جدًا بحيث لا يمكن قياسه. ولكن ليس هذا هو الحال مع إلكترون يتحرك بسرعة 6×10^{6} m/s بالقرب من نواة الذرَّة. إن الشك في موقع الإلكترون يكون على الأقل 10^{-9} m. أي حوالي أكبر بـــ10 أضعاف من قطر الذرَّة بكاملها.

إن مبدأ الشك لهايزنبرج أيضًا يعني أنه من المستحيل تعيين مسارات محددة للإلكترونات مثل المدارات الدائرية في نموذج بور. الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي احتمالية أن يشغل أحد الإلكترونات منطقة محددة حول النواة.



■ **الشكل 14** حين يصطدم فوتون مع إلكترون في حالة السكون، يتم تعديل كل من سرعة الإلكترون وموقعه. يوضح ذلك مبدأ الشك لهايزنبرج. من المستحيل معرفة موضع وسرعة جزيء ما في نفس الوقت. **فسر لمَ تغيرت طاقة الفوتون؟**

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

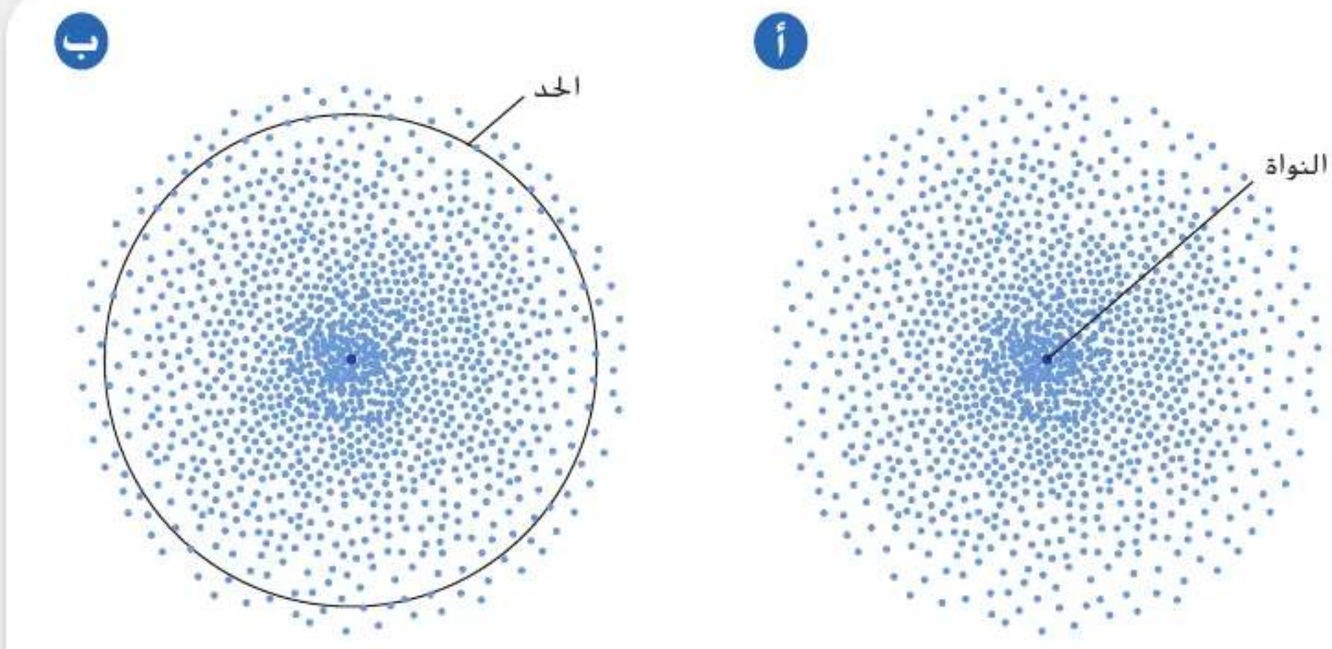
معادلة شرودنجر للموجات توسع الفيزيائي النمساوي إيروين شرودنجر (1887-1961) في عام 1926 في نظرية الموجة–الجسيم التي اقترحها دي بروغلي. اشتق شرودنجر معادلة تتعامل مع إلكترون ذرَّة الهيدروجين كموجة. وقد بدا النموذج الجديد لشرودنجر بالنسبة لذرَّة الهيدروجين مناسب للتطبيق بشكل جيد على ذرَّات عناصر أخرى– وهو ما فشل فيه بور. النموذج الذرِّي الذي يتم فيه التعامل مع الإلكترونات كموجات يسمى النموذج الميكانيكي الموجي للذرَّة أو **النموذج الميكانيكي الكمي للذرة**. وكنموذج بور، يضع نموذج ميكانيكية الكم حدًا لطاقة الإلكترون بقيم محددة. ومع ذلك، على عكس نموذج بور، لا يحاول نموذج ميكانيكية الكم أن يصف مسار الإلكترون حول النواة.

☑ **التأكد من فهم النص** **قارن وقابل بين** نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي.

إن معادلة شرودنجر للموجة معقدة للغاية حتى يتم مناقشتها هنا. ومع ذلك، كل حل للمعادلة يعرف باسم دالة الموجة، وهو يتعلق باحتمالية وجود إلكترون ضمن حجم محدد من الفراغ حول النواة. تذكر من دراستك للرياضيات أن أي حدث ذو احتمال عالي للحدوث يكون احتمال وقوعه أكبر مقارنةً بالحدث الأقل احتمالًا.

الموقع المحتمل للإلكترون تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تسمى **الفلك الذرِّي** وهو الذي يصف الموقع المحتمل للإلكترون. يمكن تشبيه الفلك الذرِّي بسحابة ضبابية تتناسب فيها الكثافة في نقطة محددة مع احتمالية العثور على الإلكترون في هذه المنطقة يوضح **الشكل 15أ** خريطة الكثافة الإلكترونية التي تصف الإلكترون في حالة الطاقة المنخفضة للذرَّة. يمكن اعتبار خريطة الكثافة الإلكترونية صورة لحظية للإلكترون الذي يتحرك حول النواة، والذي تمثل فيه كل نقطة موقع الإلكترون في لحظة زمنية. تشير الكثافة العالية للنقاط بالقرب من النواة إلى أكثر موقع محتمل للإلكترون. ومع ذلك، ونظرًا لأن السحابة ليس لها حد معين، فمن الممكن أيضًا العثور على الإلكترون على مسافة هائلة من النواة.

☑ **التأكد من فهم النص** **صِف** أين تقع الإلكترونات في الذرَّة.



■ **الشكل 15** تمثل خريطة الكثافة احتمالية العثور على إلكترون في موقع معين حول النواة. **أ.** الكثافة الأعلى للنقاط بالقرب من النواة توضح أنه في الغالب يحتمل العثور على الإلكترون بالقرب من النواة. **ب.** في أي وقت محدد، يحتمل بنسبة 90% العثور على إلكترون ضمن المنطقة الدائرية الموضحة. يتم اختيار هذا السطح في بعض الأوقات ليمثل حد الذرة. في هذا الرسم التوضيحي، تتطابق الدائرة مع إسقاط كرة ثلاثية الأبعاد تحتوي على الإلكترونات.

خرائط الكثافة الإلكترونية

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الأفلاك الذرية لذرة الهيدروجين

نظرًا لضبابية حد الفلك الذرّي، فلا يمتلك الفلك حجماً محددًا ودقيقاً. وللتغلب على الشك المتأصل حول موقع الإلكترون، رسم الكيميائيون بصورة افتراضية سطح الفلك بحيث يحتوي على 90% من التوزيع المحتمل الإجمالي للإلكترون. مما يعني أن احتمالية وجود إلكترون ضمن الحد تبلغ 0.9 واحتمالية وجوده خارج الحد تبلغ 0.1. بمعنى آخر، في الغالب يحتمل وجود الإلكترون بالقرب من النواة وضمن الحجم المحدد بحدود أكثر من وجوده خارج هذا الحجم. تضم الدائرة الموضحة في **الشكل 15ب** 90% من فلك الهيدروجين الأقل طاقة.

رقم الكم الرئيس تذكر أن نموذج بور الذرّي يعين أعداداً كمية لمستويات الطاقة للإلكترونات. وبالمثل فإن نموذج ميكانيكية الكم يعين أربعة أعداد كَميّة للأفلاك الذرية. الأول هو **رقم الكم الرئيس** (n) ويشير إلى الحجم النسبي للأفلاك الذرية وطاقتها. وبزيادة n يصبح الفلك أكبر. ويقضي الإلكترون وقتًا أطول بعيدًا عن النواة، وتزيد طاقة الذرّة. لذلك تحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرّة. كل مستوى طاقة أساسي يسمى **مستوى الطاقة الرئيس**. يتم تعيين رقم كمي رئيسي وهو 1 لمستوى الطاقة الرئيس الأقل للذرّة. حين يشغل الإلكترون الوحيد لذرّة الهيدروجين فلك تكون فيه $n = 1$. تكون الذرّة في حالتها المستقرة. تم التنبؤ بما يصل إلى 7 مستويات طاقة لذرّة الهيدروجين، مما يمنح n قيمًا تبدأ من 1 حتى 7.

مستويات الطاقة الفرعية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على **مستويات طاقة فرعية**. يتكون مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى فرعي واحد، يتكون مستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين فرعيين، ويتكون مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات فرعية، وما إلى ذلك. لفهم العلاقة بين مستويات طاقة الذرّة ومستوياتها الفرعية، تصور المقاعد في قسم على شكل وتدي من المسرح، كما يظهر في **الشكل 16**. وبينما تتحرك بعيدًا عن المسرح، تصبح الصفوف أعلى وتشمل مزيد من المقاعد. بالمثل فإن مستويات الطاقة الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس تزيد بزيادة n.

☑ **التأكد من فهم النص** **اشرح** العلاقة بين مستويات الطاقة والمستويات الفرعية.

■ **الشكل 16** يمكن التفكير في مستويات الطاقة على أنها صفوف مقاعد في المسرح. تحتوي الصفوف العليا والأبعد عن خشبة المسرح على عدد أكبر من المقاعد وبالمثل، تحتوي مستويات الطاقة التي ترتبط بالأفلاك الأبعد عن النواة على عدد أكبر من المستويات الفرعية.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

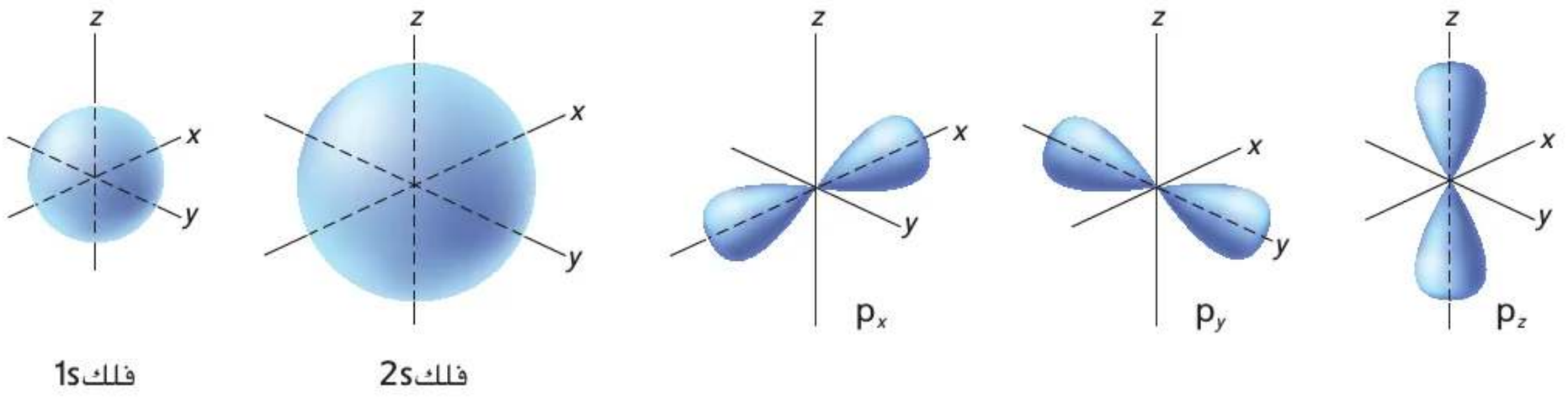
أشكال الأفلاك: تسمى المستويات الفرعية *s* أو *p* أو *d* أو *f* طبقًا لأشكال أفلاك الذرَّة. كل أفلاك *s* كروية الشكل . وجميع أفلاك *p* تأخذ شكل الدمبل (تشبه الرقم 8 ولكنها ثلاثية الأبعاد). ومع ذلك لا تتخذ كافة أفلاك d أو f نفس الشكل. يمكن أن يحتوي كل فلك على إلكترونين على الأكثر. يتطابق المستوى الفرعي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيس 1 مع الفلك الكروي ويسمى 1s. بينما تم تعيين المسميين 2s و2p للمستويين الفرعيين في مستوى الطاقة الرئيس 2. يحتوي المستوى الفرعي 2s على الفلك 2s كروي الشكل مثل الفلك 1s ولكنه أكبر حجمًا، كما يتضح من **الشكل 17**أ.

يتوافق المستوى الفرعي2p مع أفلاك p الثلاثة التي تأخذ شكل الدمبل وتسمى $2p_x$، $2p_y$، و $2p_z$. الأحرف السفلية x وy وz تعين فقط اتجاه أفلاك p بطول x وy وz محاور الإحداثيات، كما يظهر في **الشكل 17**ب. كل فلك من أفلاك p تتعلق بمستوى طاقة فرعي له نفس الطاقة.

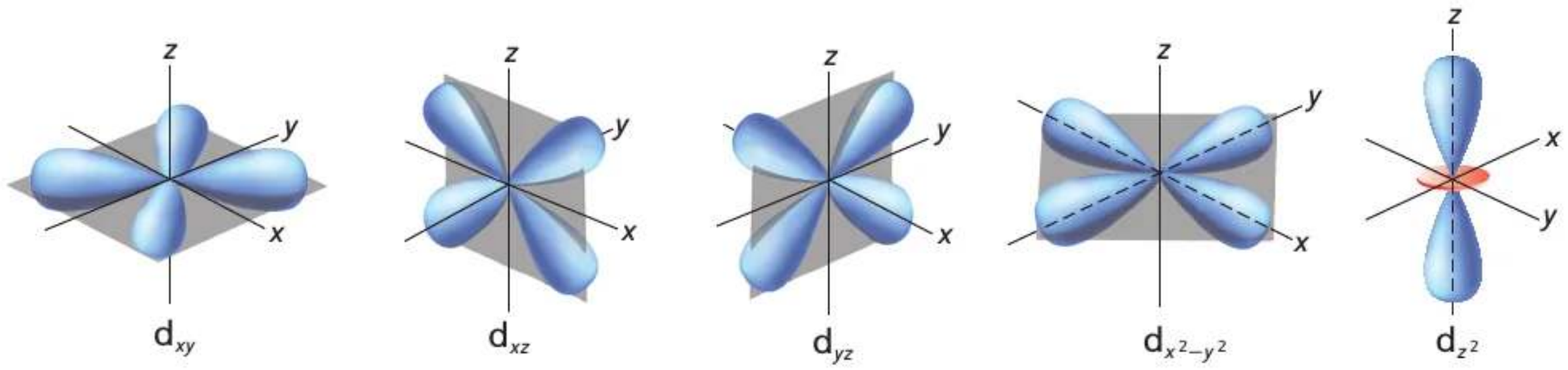
التأكد من فهم النص **صف** أشكال أفلاك s وp.

يتكون مستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاث مستويات فرعية هي 3s، 3p، 3d. كل مستوى فرعي d يرتبط بخمس أفلاك لها نفس الطاقة. أربعة من أفلاك d لها نفس الشكل ولكن اتجاهاتها مختلفة على طول محاور الإحداثيات x ، y ، z . أما الفلك الخامس، d_{z^2}، فذو شكل واتجاه مختلف عن الأربعة السابقة. ترد أشكال واتجاهات أفلاك d الخمسة في **الشكل 17ج**. يحتوي مستوى الطاقة الرئيس الرابع ($n = 4$) على مستوى فرعي رابع يسمى المستوى الفرعي 4f الذي يرتبط بسبعة أفلاك f لها نفس الطاقة. أفلاك f ذات أشكال معقدة متعددة الحلقات.

الشكل 17 تصف أشكال الأفلاك الذرية التوزيع المحتمل للإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية



أ. جميع أفلاك s كروية الشكل ويزيد حجمها مع زيادة رقم الكم الرئيس. **ب.** أفلاك p الثلاثة تأخذ شكل الدمبل وتتجه نحو المحاور المتعامدة الثلاثة *x*و *y*و *z*.



ج. أربعة من أفلاك d الخمسة لها نفس الشكل ولكنها تقع في مستويات مختلفة. الفلك d_{z^2} له شكله المميز.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 2 أول أربعة مستويات طاقة رئيسة للهيدروجين

رقم الكم الرئيس (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الفرعي	إجمالي عدد الأفلاك المتعلقة بالمستوى الرئيس للطاقة (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

ترد مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين ومستوياته الفرعية والأفلاك الذرية المتعلقة به بإيجاز في **الجدول 2**. لاحظ أن عدد الأفلاك المرتبط بكل مستوى فرعي دائمًا ما يكون عدداً فردياً، وأن أقصى عدد أفلاك يتعلق بكل مستوى طاقة رئيس يساوي n^2.

في أي وقت محدد، يمكن أن يشغل الإلكترون في ذرَّة الهيدروجين فلكًا واحداً فقط. يمكنك التفكير في الأفلاك الأخرى كمساحات غير مشغولة- مساحات تتوافر في حال زادت طاقة الذرَّة أو قلت. على سبيل المثال، حين تكون ذرَّة الهيدروجين في حالتها المستقرة، يشغل الإلكترون فلك 1s. إلا أنه حين تكتسب الذرَّة كمًا من الطاقة، ينتقل الإلكترون إلى أحد الأفلاك غير المشغولة. بناء على كمية الطاقة المتاحة، يمكن للإلكترون أن ينتقل للفلك 2s أو إلى أحد الأفلاك 2p الثلاثة أو إلى أي فلك آخر فارغ.

القسم 2 مراجعة

ملخص القسم

- يعزي نموذج بور الذري طيف انبعاث الهيدروجين للإلكترونات التي تسقط من مدارات طاقة أعلى إلى مدارات طاقة أقل.
- تربط معادلة دي بروغلي طول موجة الجسيم بكتلته وسرعته وثابت بلانك.
- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي أن للإلكترونات خصائص موجية.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد من الفضاء تسمى الأفلاك الذرية.

15. **الفكرة الرئيسة فسر** سبب احتواء طيف الانبعاث الذري على ترددات ضوئية محددة وفقًا لنموذج بور الذري.
16. **فرّق** بين الطول الموجي للضوء المرئي والطول الموجي لكرة قدم متحركة.
17. **عدِّد** المستويات الفرعية التي تحتوي عليها مستويات الطاقة الأربعة الأولى لذرة الهيدروجين. ما الأفلاك التي تتعلق بكل مستوى فرعي s وكل مستوى فرعي p؟
18. **فسر** سبب الشك في موقع أي إلكترون بالذرة مستعينًا بمبدأ هايزنبرج للشك ومعادلة دي بروغلي لازدواجية الموجة-الجسيم. كيف يتم التعرف على موقع الإلكترونات في الذرات؟
19. **احسب** استخدم المعلومات الواردة في **الجدول 1** في حساب إلى أي ضعف يزيد طول نصف قطر بور السابع لذرة الهيدروجين عن نصف قطر بور الأول.
20. **قارن** بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 3

الترتيب الإلكتروني

الفكرةالرئيسة يمكن استخدام ثلاثة قواعد للتعرف على ترتيب الإلكترونات في الذَّرة

الأسئلة الرئيسة

- كيف يمكن استخدام مبدأ باولي للاستبعاد ومبدأ أوفباو وقاعدة هوند في كتابة الترتيب الإلكتروني باستخدام مخطط الأفلاك وترميز الترتيب الإلكتروني؟
- ما إلكترونات التكافؤ و كيف يمثل الترميز النقطي للإلكترون إلكترونات تكافؤ الذرة؟

مفردات للمراجعة

الإلكترون: جسيم سالب الشحنة سريع الحركة ذو كتلة ضئيلة للغاية يوجد في كافة أشكال المادة ويتحرك عبر الفراغ محيطًا بنواة الذرَّة.

مفردات جديدة

الترتيب الإلكتروني
Electron configuration

مبدأ اوفباو Aufbau Principle

مبدأ استبعاد باولي
Pauli's exclusion principle

قاعدة هوند Hund's Rule

إلكترون التكافؤ
Valence electron

الترميز النقطي للإلكترون
Electron dot structure

الكيمياء في حياتك

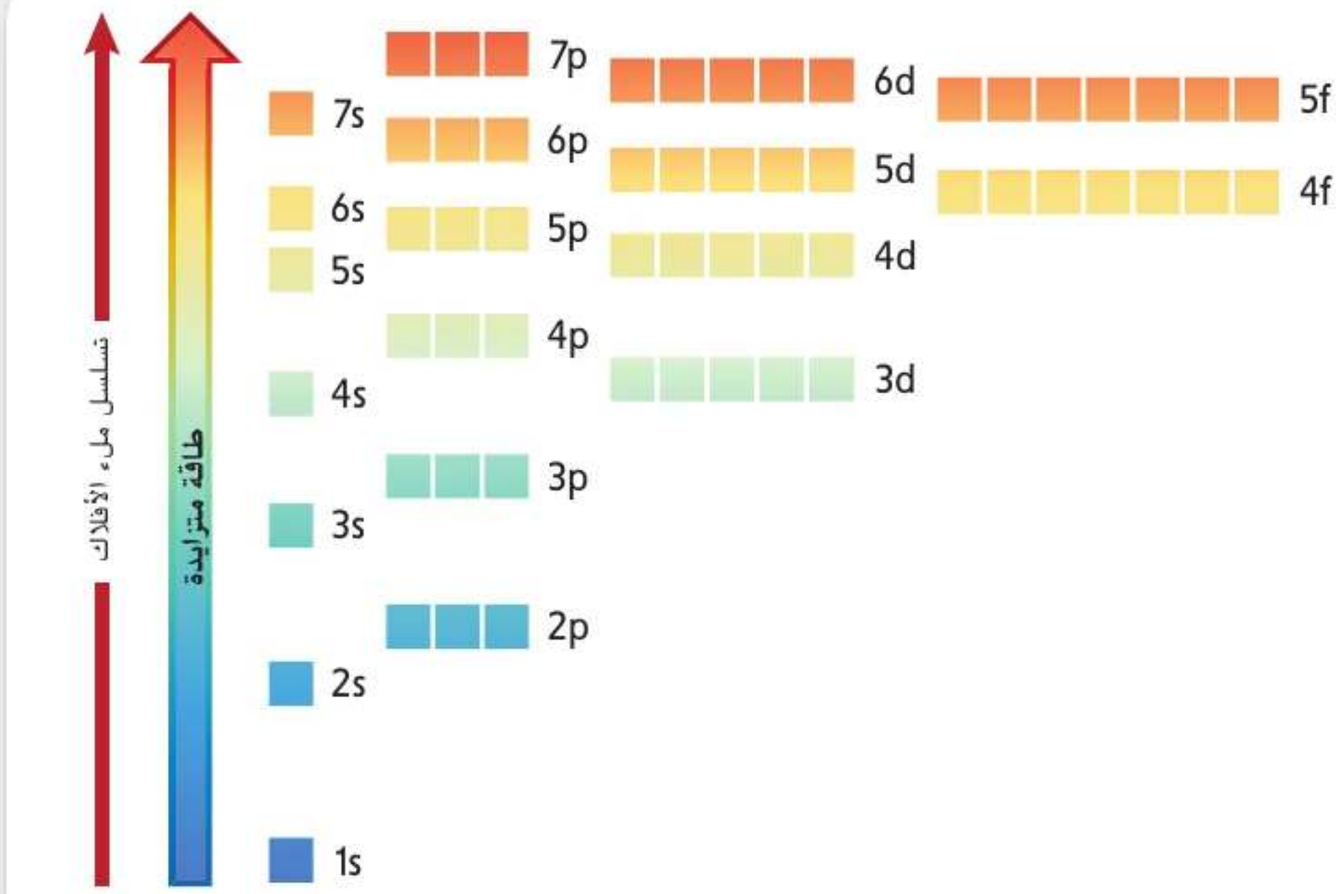
بينما يركب الطلاب الحافلة، يجلس كل منهم في مقعد منفصل حتى تمتلئ جميع المقاعد. ثم يبدأون في مشاركة المقاعد. تملأ الإلكترونات الأفلاك الذرية بنفس الطريقة.

الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية

حين تفكر في أن ذرات العناصر الأثقل تحتوي على أكثر من 100 إلكترون، فإن فكرة تحديد الترتيب الإلكتروني في الذرّات ذات الإلكترونات الكثيرة تبدو شاقة. لحسن الحظ، فإنه يمكن وصف جميع الذرات بمستويات شبيهة بمستويات ذرة الهيدروجين ،مما يسمح لنا بوصف ترتيب وتوزيع الإلكترونات في الذرَّات باستخدام قواعد محددة قليلة.

ترتيب الإلكترونات في الذرَّة يسمى **الترتيب الإلكتروني في الذرة.** نظراً لأن أنظمة الطاقة المنخفضة تكون أكثر استقرارًا من أنظمة الطاقة المرتفعة، تميل الإلكترونات في الذرة لاتخاذ الترتيب الذي يمنح الذرة أقل طاقة ممكنة. أكثر التوزيعات استقرارًا وأقلها طاقة للإلكترونات يسمى الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية للعنصر. هناك ثلاثة قواعد أو مبادئ تشير إلى طريق ترتيب الإلكترونات في مستويات الذرة، وهي مبدأ أوفباو ومبدأ باولي للاستبعاد وقاعدة هوند.

مبدأ أوفباو ينص **مبدا أوفباو** على أن كل إلكترون يشغل الفلك الأقل طاقة. لذا، تكون أول خطوة لتحديد الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية للعنصر هو تعلم تسلسل الأفلاك الذرية من الطاقة الأقل إلى الطاقة الأعلى. يرد هذا التسلسل المعروف بمخطط أوفباو في **الشكل** 18. يمثل كل مربع في الشكل فلكًا ذريًا.



■ **الشكل 18** يوضح مخطط أوفباو طاقة كل مستوى فرعي بالنسبة لطاقة المستويات الفرعية الأخرى. كل مربع في المخطط يمثل فلكًا ذريًا.
حدد أي المستويات الفرعية ذو طاقة أعلى 4d أم 5p؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 3 سمات مخطط أوفباو

السمة	مثال
كافة الأفلاك المتعلقة بمستوى طاقة فرعي يكون لها نفس الطاقة.	كل أفلاك 2p الثلاثة لها نفس الطاقة.
في الذرة متعددة الإلكترونات، تختلف طاقات المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس.	الطاقة لأفلاك 2p الثلاثة أعلى من الفلك 2s.
من أجل زيادة الطاقة، يكون تسلسل مستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى الطاقة الرئيس هو s,p,d,f.	بما أن $n = 4$، يكون تسلسل المستويات الفرعية للطاقة هو 4s, 4p, 4d, و4f.
يمكن للأفلاك المتعلقة بالمستويات الفرعية للطاقة ضمن مستوى طاقة رئيس واحد أن تتداخل مع الأفلاك المتعلقة بمستويات الطاقة الفرعية ضمن مستوى رئيس آخر.	يمتلك الفلك المتعلق بالمستوى الفرعي 4s للذرة طاقة أقل من الأفلاك الخمسة المتعلقة بالمستوى الفرعي 3d.

الجدول 3 يلخص عدة سمات من مخطط أوفباو بالرغم من أن مبدأ أوفباو يصف التسلسل الذي تُملأ به الأفلاك بالإلكترونات، فمن المهم معرفة أن الذرات لا تبنى إلكترون بإلكترون.

مبدأ باولي للاستبعاد يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في مربعات. لكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه، حيث يمثل السهم الذي يشير لأعلى ↑ دوران الإلكترون في اتجاه واحد، والسهم الذي يشير لأسفل ↓ يمثل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. يمثل المربع الفارغ □ فلكًا غير مشغول، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد إلى أعلى ↑ فلكًا ذو إلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين لأعلى وأسفل ↑↓ فلكًا ممتلئًا.

ينص **مبدأ باولي للاستبعاد** على أن الفلك الذري الواحد يمكن أن يشغله إلكترونان فقط كحد أقصى ولكن فقط إذا كانت الإلكترونات تدور بشكل متعاكس. اقترح الفيزيائي النمساوي ولفجانج باولي (1900-1958) هذا المبدأ بعد ملاحظة الذرات في الحالة المستثارة. الفلك الذري الذي يحتوي على إلكترونات مزدوجة تدور بشكل معاكس يكتب كالتالي ↑↓. لأن كل فلك يمكن أن يحتوي بحد أقصى على إلكترونين، فإن أقصى عدد من الإلكترونات يرتبط بكل مستوى طاقة رئيسي يساوي $2n^2$.

قاعدة هوند إن حقيقة أن الإلكترونات سالبة الشحنة تتنافر مع بعضها البعض لها تأثير هام على ترتيب الإلكترونات في أفلاك الطاقة المتعادلة تنص **قاعدة هوند** على أن الإلكترونات المفردة التي تدور بنفس الاتجاه يجب أن تشغل كل الأفلاك متساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية التي تدور بشكل معاكس نفس الأفلاك. على سبيل المثال، افترض أنّ المربعات التالية تمثل أفلاك 2p. يدخل إلكترون واحد كل فلك من أفلاك 2p الثلاثة قبل أن يدخل إلكترون ثان أياً من الأفلاك. نوضح فيما يلي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث أفلاك p.

التأكد من فهم النص **اذكر** القواعد الثلاثة التي تحدد كيف يتم ترتيب الإلكترونات في الذرّة

1. ↑ □ □
2. ↑ ↑ □
3. ↑ ↑ ↑
4. ↑↓ ↑ ↑
5. ↑↓ ↑↓ ↑
6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

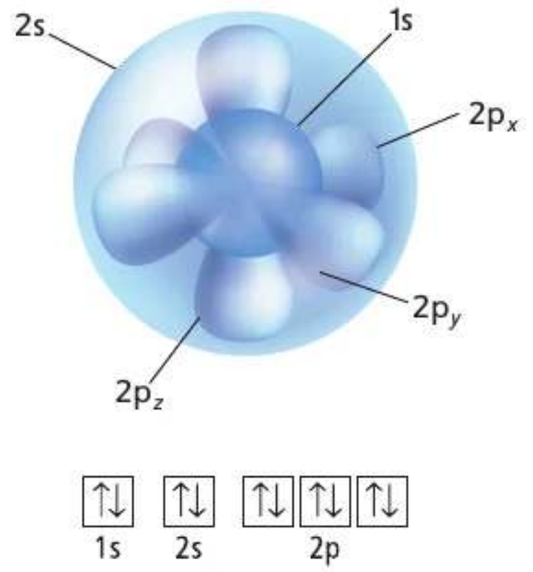
المفردات

أصل الكلمة

أوفباو
Aufbau
مشتق من الكلمة الألمانية *aufbauen*، التي تعني بناء أو ترتيب.

المطويات®
ادمج المعلومات الواردة بهذا القسم في مطويتك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



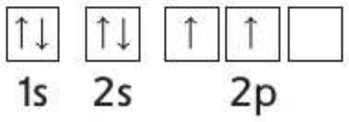
■ **الشكل 19** تداخل أفلاك 1s، 2s، و 2p بذرة النيون.

اذكر كم عدد الإلكترونات في ذرَّة النيون.

ترتيب الإلكترونات

يمكنك أن تمثل الترتيب الإلكتروني للذرة مستخدمًا إحدى الطريقتين: مخطط الأفلاك (ترميز الفلك) أو ترميز الترتيب الإلكتروني

مخطط الأفلاك كما ذكرنا من قبل، يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في مربعات. يسمى كل مربع برقم الكم الرئيس والمستوى الفرعي المرتبط بالفلك. على سبيل لمثال، يحتوي مخطط الأفلاك لذرة الكربون في الحالة المستقرة الموضح أدناه على إلكترونين في الفلك 1s، وإلكترونين في الفلك 2s، وإلكترون واحد في اثنان من الثلاثة أفلاك المنفصلة 2p. بينما يظل الفلك الثالث 2p غير مشغول.



ترميز الترتيب الإلكتروني يعين ترميز الترتيب الإلكتروني مستوى الطاقة الرئيس ومستوى الطاقة الفرعي المرتبط بكل مستوى من مستويات الذرة ويتضمن رقمًا فوقياً يمثل عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي. على سبيل المثال فإن ترميز الترتيب الإلكتروني لذرة الكربون في الحالة الأرضية يكتب على النحو التالي $1s^2 2s^2 2p^2$. ويوضح **الجدول 4**.مخططات الأفلاك وترميزات الترتيب الإلكتروني للعناصر الموجودة في الدورات الأولى والثانية من الجدول الدوري. ويوضح **الشكل 19** كيف تتداخل الأفلاك 1s، 2s، 2p$_x$، 2p$_y$، و 2p$_z$ التي تم توضيحها سابقًا في **الشكل 17** في ذرَّة النيون.

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني ومخططات أفلاك العناصر 1–10

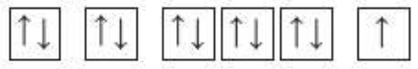
العنصر	العدد الذري	مخطط الفلك 1s 2s 2p$_x$ 2p$_y$ 2p$_z$	رمز الترتيب الإلكتروني
الهيدروجين	1	↑	$1s^1$
الهيليوم	2	↓↑	$1s^2$
الليثيوم	3	↓↑ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البريليوم	4	↓↑ ↓↑	$1s^2\ 2s^2$
البورون	5	↓↑ ↓↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون	6	↓↑ ↓↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين	7	↓↑ ↓↑ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين	8	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور	9	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون	10	↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑ ↓↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

لاحظ أن ترميز الترتيب الإلكتروني لا يظهر عادة توزيع الإلكترونات على الأفلاك المتعلقة بالمستوى الفرعي. ولكن ذلك يكون مفهوم من الترتيب الإلكتروني . فالنيتروجين $2p^3$ يُمثِّل انشغال $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$.

بالنسبة للصوديوم. تشغل الإلكترونات العشرة الأولى أفلاك 1s, 2s, 2p. ثم يشغل الإلكترون الحادي عشر الفلك 3s بحسب تسلسل أوفباو. يكتب ترميز الترتيب الإلكتروني للصوديوم ومخطط أفلاك له كالتالي

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$



ترميز الغاز النبيل: طريقة لتمثيل الترتيب الإلكتروني بترميز الغاز النبيل. الغازات النبيلة هي عناصر في العمود الأخير في الجدول الدوري. وتشتمل على ثمانية إلكترونات (ما عدا الهيليوم) في مستواها الخارجي وهي مستقرة. ستعرف المزيد عن الغازات النبيلة في الوحدات اللاحقة. ترميز الغاز النبيل يستخدم الرموز ذات الأقواس. على سبيل المثال، **[He]** يمثل توزيع إلكترونات الهيليوم، $1s^2$، و**[Ne]** يمثل الترتيب الإلكتروني للنيون، $1s^2 2s^2 2p^6$. قارن بين توزيع إلكترونات النيون والصوديوم أعلاه. لاحظ أن توزيع المستويات الداخلية للصوديوم مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون. باستخدام ترميز الغاز النبيل، يمكن اختصار الترميز الإلكتروني للصوديوم ليصبح $[Ne]3s^1$. يمكن تمثيل الترميز الإلكتروني للعنصر باستخدام ترميز الغاز النبيل للغازات النبيلة في الدورة السابقة والترتيب الإلكتروني للأفلاك الإضافية التي يتم ملأها. يرد الترتيب الإلكتروني والمختصر (باستخدام ترميز الغاز النبيل) لعناصر الدورة **3** في **الجدول 5**.

التأكد من فهم النص: **اشرح** كيف يتم كتابة ترميز الغاز النبيل للعنصر. ما هو ترميز الغاز النبيل للكالسيوم؟

المفردات

الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العام

الدورة

الاستخدام العلمي: صف أفقي من العناصر في الجدول الدوري الحالي يوجد سبع دورات في الجدول الدوري الحالي.

الاستخدام العام: فترة من الوقت تحددها بعض الظواهر المتكررة دورة مدار الأرض هي عام واحد.

الجدول 5 الترتيب الإلكتروني للعناصر 11-18

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني الكامل	الترتيب الإلكتروني باستخدام ترميز الغاز النبيل
الصوديوم	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]3s^1$
المغنيسيوم	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne]3s^2$
الألمنيوم	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[Ne]3s^2 3p^1$
السليكون	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]3s^2 3p^2$
الفوسفور	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[Ne]3s^2 3p^3$
الكبريت	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$
الكلور	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Ne]3s^2 3p^5$
الأرجون	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[Ne]3s^2 3p^6$ أو [Ar]

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

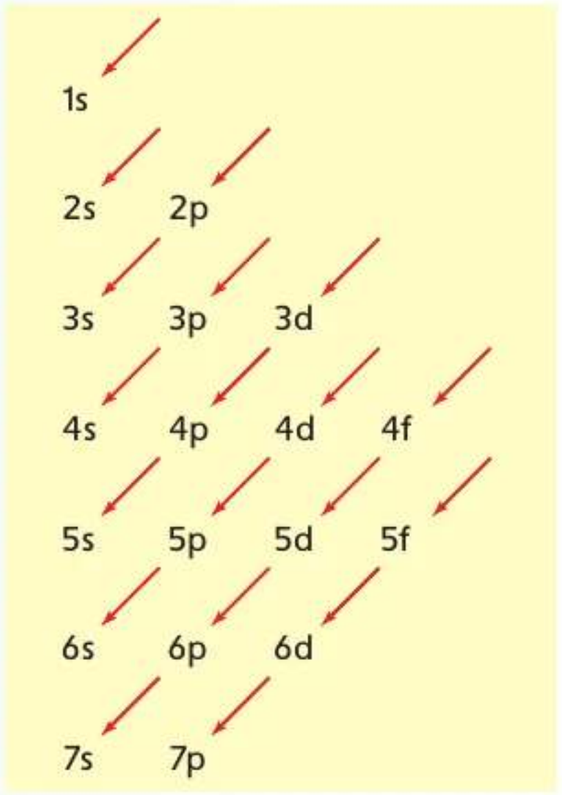
استثناءات للترتيبات الإلكترونية المتوقعة يمكنك استخدام مخطط أوفباو لكتابة التوزيعات الإلكترونية الصحيحة في الحالة المستقرة لكل العناصر وصولًا إلى الفناديوم ذو العدد الذري 23 ومتضمنة له أيضًا. ومع ذلك، إذا كنت ستستمر بهذه الطريقة، سيكون توزيعك للكروم، $[Ar]4s^23d^4$، وللنحاس، $[Ar]4s^23d^9$، غير صحيح. والتوزيع الصحيح لهذين العنصرين هو $[Ar]4s^13d^5$ للكروم و $[Ar]4s^13d^{10}$للنحاس .الترتيب الإلكتروني لهذين العنصرين، وأيضًا لعناصر أخرى يوضح زيادة حالة الاستقرار عندما يكون المستوى الفرعي d ممتلئ أو نصف ممتلئ.

استراتيجيات | حل المسائل

ملء الأفلاك الذرية

عن طريق رسم مخطط مستويات فرعية واتباع الأسهم يمكنك كتابة الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة لأي عنصر كيميائي.

1. ارسم مخطط للمستويات الفرعية على قطعة ورق بيضاء.
2. حدد عدد الإلكترونات في ذرة واحدة من عنصر تقوم بكتابة الترتيب الإلكتروني له. عدد الإلكترونات في ذرة متعادلة هو العدد الذري للعنصر.
3. بدءًا من 1s، اكتب تسلسل أوفباو للمستويات الفرعية عن طريق اتباع الأسهم المائلة من أعلى مخطط المستوى الفرعي حتى الأسفل. عندما تكمل خطاً واحداً من الأسهم، تحرك يمينًا لبداية السطر التالي من الأسهم. أثناء قيامك بذلك، أضف أرقامًا فوقية تشير لأعداد الإلكترونات في كل مستوى فرعي. استمر حتى يكون لديك مستويات فرعية كافية لتتسع لإجمالي عدد الإلكترونات في ذرة واحدة من العنصر
4. طبّق ترميز الغاز النبيل.



يوضح مخطط المستوى الفرعي الترتيب الذي تملأ به المستويات عادة

طبّق الاستراتيجية

اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة لعنصر الزيركونيوم.

تطبيقات

21. اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر التالية:
    a. البروم (Br) c. الأنتيمون (Sb) e. التربيوم (Tb)
    b. السترونشيوم(Sr) d. الرينيوم (Re) f. التيتانيوم(Ti)
22. تمتلك ذرة الكلور في حالتها المستقرة سبعة إلكترونات في أفلاك ترتبط بمستوى الطاقة الثالث للذرة. كم عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك p من الإلكترونات السبعة؟ كم عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك p في ذرة الكلور من الإلكترونات السبعة عشر؟
23. حين تتفاعل ذرة كبريت مع ذرات أخرى، تشترك إلكترونات في الأفلاك المتعلقة بمستوى الطاقة الثالث للذرة. كم عدد الإلكترونات في ذرة عنصر الكبريت؟
24. الترتيب الإلكتروني لأحد العناصر هو $[Kr]5s^24d^{10}5p^1$. وهو من أشباه الموصلات ويستخدم في عدة سبائك. ما هذا العنصر؟
25. **تحدي** في الحالة المستقرة، تحتوي ذرة عنصر على إلكترونين في مستوى الطاقة الأعلى حيث $n = 6$. باستخدام ترميز الغاز النبيل، اكتب الترتيب الإلكتروني لهذا العنصر وحدد العنصر.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

إلكترونات التكافؤ

الكترونات محددة فقط تسمى إلكترونات التكافؤ هي التي تحدد الخصائص الكيميائية للعنصر. تعرف **إلكترونات التكافؤ** بأنها الإلكترونات الموجودة بالأفلاك الخارجية للذرة. فهي تلك الأفلاك المرتبطة بأعلى مستوى طاقة رئيس بوجه عام. على سبيل المثال، تحتوي ذرة الكبريت على 16 إلكترونًا، ستة منها فقط تشغل الأفلاك الخارجية 3s و3p كما يظهر في الترتيب الإلكتروني للكبريت. للكبريت ستة إلكترونات تكافؤ.

S $[Ne]3s^2 3p^4$

وبالمثل، برغم احتواء ذرة السيزيوم على 55 إلكترونًا، فلها إلكترون تكافؤ واحد فقط، إلكترون 6s الموضح في الترتيب الإلكتروني للسيزيوم.

Cs $[Xe]6s^1$

الترميز النقطي للإلكترون نظرًا لاشتراك إلكترونات التكافؤ في تشكيل روابط كيميائية، غالبًا ما يمثل الكيميائيون إلكترونات التكافؤ باستخدام طريقة مختصرة بسيطة تسمى الترميز النقطي للإلكترون. يتكون **الترميز النقطي للإلكترون** للذرة من رمز العنصر الذي يمثل النواة وإلكترونات مستويات الطاقة الداخلية، التي تحيط بها نقاط تمثل كل إلكترونات التكافؤ للذرة. ابتكر الكيميائي الأمريكي لويس (1875-1946) الطريقة أثناء إلقائه محاضرة كيمياء بالكلية عام 1902.

عند كتابة الترميز النقطي للإلكترون لذرة، توضع النقاط التي تمثل إلكترونات التكافؤ كل نقطة على الجوانب الأربعة للرمز (من الممكن وضعها بأي تسلسل) ثم يتم جمعها في أزواج حتى تظهر جميعها. يرد الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة والترميز النقطي للإلكترون للعناصر في الدورة الثانية في **الجدول 6**.

الجدول 6 الترتيب الإلكتروني والترميز النقطي للإلكترون

العنصر	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني	والترميز النقطي للإلكترون
الليثيوم	3	$1s^2 2s^1$	$Li\cdot$
البريليوم	4	$1s^2 2s^2$	$\cdot Be \cdot$
البورون	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\cdot \dot{B} \cdot$
الكربون	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\cdot \dot{C} \cdot$
النيتروجين	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\cdot \ddot{N} \cdot$
الأكسجين	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$:\ddot{O}\cdot$
الفلور	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$:\ddot{F}\cdot$
النيون	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$:\ddot{Ne}:$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 3

الترميز النقطي للإلكترون تحتوي بعض أنواع معجون الأسنان على فلوريد القصديروز، وهو مركب مكون من القصدير والفلور. ما الترميز النقطي للإلكترون لعنصر القصدير؟

1 تحليل المسألة

ارجع للجدول الدوري وحدد العدد الكلي للإلكترونات في ذرة القصدير. اكتب الترتيب الإلكتروني للقصدير وحدد عدد إلكترونات التكافؤ به. ثم استعن بقواعد الترميز النقطي للإلكترون لرسم الترميز النقطي للإلكترون للقصدير.

2 أوجد القيمة المجهولة

العدد الذري للقصدير هو 50 وبالتالي للقصدير 50 إلكترونًا.

$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^2$ اكتب الترتيب الإلكتروني للقصدير مستخدمًا ترميز الغاز الخامل. أقرب غاز خامل هو Kr.

الإلكترونات في 5s و5p (الإلكترونات في الأفلاك المرتبطة بأعلى مستوى طاقة الرئيس) تمثل إلكترونات التكافؤ الأربعة للقصدير.

ارسم إلكترونات التكافؤ الأربعة حول الرمز الكيميائي للقصدير (Sn) لتوضح الترميز النقطي للإلكترون. ·Sn·

3 تقييم الإجابة

تم استخدام الرمز الصحيح لـ (Sn) وتم تطبيق قواعد رسم الترميز النقطي للإلكترون بشكل صحيح.

تطبيقات

26. ارسم الترميز النقطي للإلكترون لذرات العناصر الآتية:

a. المغنيسيوم Mg **b.** الثاليوم Tl **c.** الزينون Xe

27. ذرة أحد العناصر تحتوي على 13 إلكترونًا. ما العنصر وما هو عدد الإلكترونات الموضحة في الترميز النقطي للإلكترون؟

28. تحدي عنصر يكون في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة وفي الضغط الجوي العادي ويوجد في أحجار الزمرد الكريمة. ويعرف بأنه أحد العناصر الآتية: الكربون، الجرمانيوم، الكبريت، السيزيوم، البريليوم أو الأرجون. حدد العنصر بناء على الترميز النقطي للإلكترون على اليسار.

·X·

القسم 3 مراجعة

ملخص القسم

- يسمى ترتيب الإلكترونات في الذرّة باسم الترتيب الإلكتروني للذرة.
- يتحدد الترتيب الإلكتروني للذرة بمبدأ أوفباو ومبدأ استبعاد باولي وقاعدة هوند.
- إلكترونات التكافؤ للعنصر تحدد خصائصه الكيميائية.
- يمكن تمثيل الترتيب الإلكتروني باستخدام مخطط الأفلاك وترميز الترتيب الإلكتروني والترميز النقطي للإلكترون.

29. الفكرة الرئيسة طبق كلاً من مبدأ باولي للاستبعاد ومبدأ أوفباو وقاعدة هوند لكتابة الترتيب الإلكتروني وارسم مخطط الفلك لكل عنصر من العناصر الآتية:

a. السيليكون **b.** الفلور **c.** الكالسيوم **d.** الكريبتون

30. عرّف إلكترونات التكافؤ.

31. وضح التسلسل الذي تشغل به الأفلاك المرتبطة بالمستوى الفرعي **d** لذرة ما بعشرة إلكترونات.

32. توسع في تسلسل أوفباو في عنصر ما لم يتم التعرف عليه ولكن ذراته تملأ أفلاك 7p تمامًا. كم عدد الإلكترونات في ذرة هذا العنصر؟ اكتب الترتيب الإلكتروني مستخدمًا ترميز الغاز النبيل، علمًا أن الغاز النبيل السابق له هو الرادون.

33. تفسير الرسوم العلمية أي ترميز نقطي للإلكترون هو الصحيح لذرة السلينيوم؟ فسر إجابتك.

·Se· Se ·Se· ·S·

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

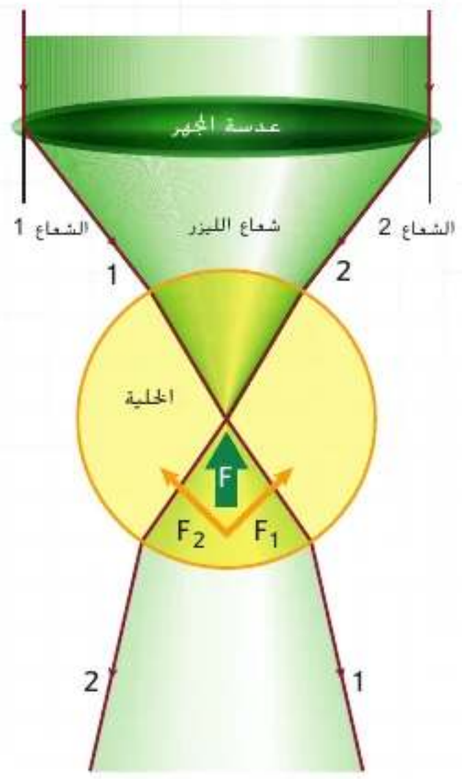
الكيمياء والصحة

الملاقط الدقيقة

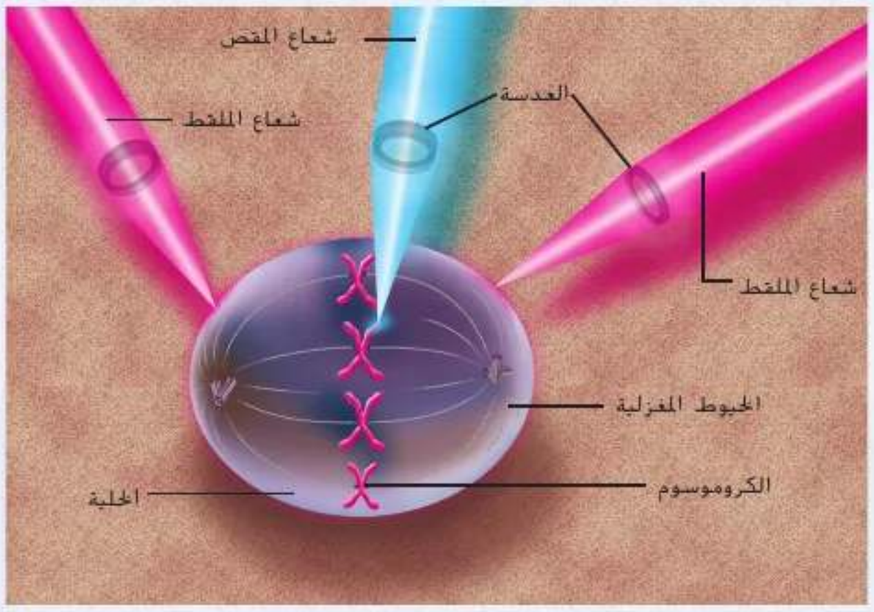
بالنظر عبر ميكروسكوب، يمكن لعالم أحياء خلوية أن يمسك خلية واحدة بالملقط. ولكن ليس الملقط الذي قد نراه في خزانة طبية. هذا الملقط مصنوع من أشعة ليزر ويمكنه أن يحمل أشياء دقيقة للغاية مثل الخلايا وحتى الذرات المفردة.

قد تكون على علم بأن أشعة الليزر يمكن استخدامها لقطع الأشياء. تستخدم "مقصات" الليزر في بعض العمليات الجراحية. ولكن من المثير للدهشة أن أشعة الليزر يمكنها أن تحتجز الخلايا الحية وبعض الأجسام المجهرية الأخرى ضمن أشعتها دون أن تصيبها بأي أضرار. كيف يمكن لأشعة من الضوء أن تحافظ على بقاء الأشياء في مكانها؟

الإمساك عن طريق الضوء حين تمر أشعة الضوء عبر خلية فإنها تغير اتجاهها بدرجة طفيفة. ويشبه هذا الأمر طريقة انثناء الأشعة عندما تمر خلال الماء في حوض ماء. حين تنثني أشعة الضوء فإنها تنتج قوة. الأجسام الكبيرة، مثل أحواض الماء تكون ذات كتلة هائلة بحيث يصعب أن تتأثر بهذه القوة الضئيلة، ولكن الخلايا الضئيلة تتأثر بهذه القوة. إذا وضعت أشعة الضوء بطريقة صحيحة فإنه يمكنها الاحتفاظ بالجسم الصغير في مكانه، كما يتضح في **الشكل 1**.



الشكل 1: أشعة الضوء في شعاع الليزر تنحني أثناء مرورها عبر أغشية الخلية. ينتج عن انحناء أشعة الضوء قوى على الخلية هذه القوى مجتمعة تحافظ على بقاء الخلية في مكانها.



الشكل 2: العضيات التي توجد في الخلايا الحية يمكن أن تصل إليها أصغر أجهزة الليزر.

أشعة الليزر والسرطان إذاً فيم يستخدم العلماء هذه الملاقط الدقيقة؟ يستخدمها مجموعة من العلماء في دراسة عضيات الخلية. وهم يدرسون القوى الناتجة عن الخيوط المغزلية أي تجميع الأنابيب الدقيقة التي تنسق تقسيم الخلايا. هذه الخيوط المغزلية توجه الكروموسومات المستنسخة للجهات المقابلة بالخليةوهو أحد الأدوار الرئيسية في انقسام الخلية. ومع ذلك، لا يعرف العلماء تمامًا كيف تؤدي هذه الخيوط المغزلية هذه الوظيفة.

تستخدم مقصات الليزر لقطع أجزاء من الكروموسومات أثناء انقسام الخلية. ثم استخدمت ملاقط الليزر بعد ذلك لتحريك هذه القطع حول الخلية والخيوط المغزلية كما يتضح في **الشكل 2**. بمعرفة القوة التي تلتقط بها هذه الملاقط الكروموسومات، يمكن للعلماء قياس القوة المضادة التي تبذلها الخيوط المغزلية. يأمل العلماء بأن تساعدهم معرفة أداء الخيوط المغزلية لوظيفتها أثناء انقسام الخلية في معرفة المزيد عن الأمراض المتعلقة بانقسام الخلية، مثل السرطان–وهو مرض تنقسم فيه الخلية بطريقة غير خاضعة للتحكم.

الكتابة في علم الكيمياء

أشعة الليزر يمكن العثور على أشعة الليزر في أماكن متعددة ومتنوعة ضمن حياتنا اليومية. قم بالبحث في الأنواع المختلفة لأشعة الليزر التي قد تصادفها في حياتك اليومية واكتشف ما نوع الضوء الذي يستخدمه كل جهاز من أجهزة الليزر. لخص نتائج بحثك في عرض تقديمي.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر الكيمياء

تحليل الأطياف الخطية

الخلفية: تنتج أطياف الانبعاثات حين تعود الذرات المثارة إلى حالة أكثر استقرارًا عن طريق انبعاث إشعاع ذو أطوال موجية محددة منها. حين يمر الضوء الأبيض عبر عينة ما، تمتص الذرات في هذه العينة أطوال موجية محددة. ينتج عن ذلك خطوط داكنة في الطيف المستمر للضوء الأبيض ويسمى طيف الامتصاص.

السؤال: ما هي أطياف الامتصاص والانبعاث التي تنتجها المواد المختلفة؟

المواد

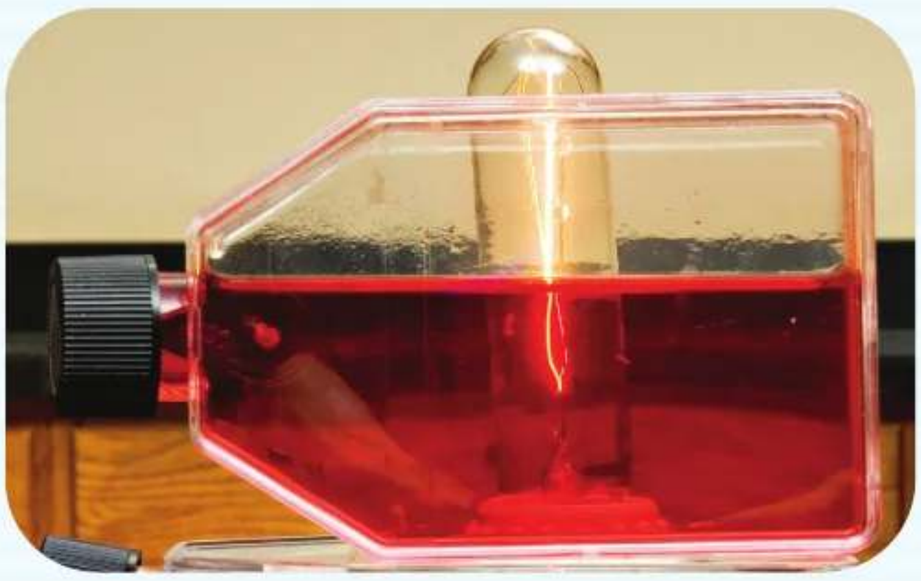
حامل حلقي مع مشبك
مصباح أنبوبي 40w
قابس ضوء مع سلك كهرباء أرضي
قارورة سعة 275mL من البوليسترين
مطياف Flinn C-Spectra® أو شبكة حيود شبيهة
ألوان طعام باللون الأحمر والأخضر والأزرق والأصفر
مجموعة أقلام تلوين
أنابيب المطياف (الهيدروجين والنيون والصوديوم)
مصدر طاقة لأنبوب المطياف (3)

احتياطات السلامة

تحذير: توخ الحذر حول مصادر الطاقة الخاصة بأنبوب المطياف. ستصبح أنابيب المطياف ساخنة عند الاستخدام.

الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة المتعلقة بهذه التجربة قبل بدء العمل
2. استخدم مطياف من نوع Flinn C-Spectra® أو أي شبكة حيود شبيهة لرؤية مصباح ضوء ساطع. ارسم الأطياف التي شاهدتها باستخدام أقلام التلوين.
3. استخدم مطياف Flinn C-Spectra® لرؤية أطياف الانبعاثات الناتجة عن أنابيب هيدروجين ونيون وصوديوم على هيئة غازات. استخدم أقلام التلوين لرسم الأطياف التي لاحظتها.
4. املأ قارورة بحوالي 100 mL من الماء. أضف نقطتان أو ثلاث نقاط من لون الطعام الأحمر للماء. رج المحلول.
5. كرر الخطوة 4 مع ألوان الطعام الخضراء والزرقاء والصفراء.
6. جهز مصباح الإضاءة ذو الـ 40 w بحيث يصبح على مستوى العين. ضع القارورة ذات لون الطعام الأحمر على بُعد 8 cm تقريبًا من المصباح حتى تستطيع رؤية الضوء من المصباح أعلى المحلول والضوء الناتج من المصباح الساقط عبر المحلول.



7. مع تعتيم ضوء الغرفة، شاهد الضوء باستخدام مطياف من نوع Flinn C-Spectra®. الطيف العلوي الذي ستتم مشاهدته سيكون طيفًا ناتجًا عن ضوء المصباح الأبيض. الطيف السفلي سيكون طيف الامتصاص للمحلول الأحمر. استخدم أقلام التلوين لصنع لوحة لأطياف الامتصاص التي رأيتها.
8. كرر الخطوتين 6 و7 مع المحاليل الخضراء والزرقاء والصفراء.
9. **عملية التنظيف والتخلص من الأدوات** أطفئ النور ومصادر طاقة أنبوب المطياف. انتظر عدة دقائق حتى يبرد المصباح وأنابيب المطياف. تخلص من السوائل واحتفظ بالمصباح وأنابيب المطياف حسب توجيهات معلمك.

حلّل واستنتج

1. **التفكير الناقد** كيف يمكن لإلكترون واحد في ذرَّة الهيدروجين أن ينتج كل هذه الخطوط التي نراها في طيف الانبعاث؟
2. **تنبأ** كيف يمكنك أن تتنبأ بطيف الامتصاص لمحلول عن طريق النظر للونه؟
3. **طبِّق** كيف يمكن استخدام الأطياف للتعرف على وجود عناصر محددة في مادة ما؟
4. **تحليل الخطأ** حدد مصدر خطأ محتمل لهذه التجربة. اختر أحد العناصر التي لاحظتها وقم بعمل بحث عن طيف الامتصاص الخاص بها. قارن النتائج التي توصلت إليها مع نتائج تجربتك.

التوسع في الاستقصاء

ضع فرضية ما الذي سيحدث إذا مزجت أكثر من لون طعام واحد بالماء وقمت بتكرار التجربة؟ صمم تجربة لاختبار فرضيتك

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 1 دليل الدراسة

الفكرة الرئيسة تتميز ذرات كل عنصر بترتيب فريد للإلكترونات.

القسم 1 الضوء والطاقة الكمية

الفكرة الرئيسة الضوء هو أحد أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي وله خصائص كل من الموجات والجسيمات.

- تعرف كافة الموجات بأطوالها الموجية وترددتها وسعتها وسرعاتها.

$$c = \lambda\nu$$

- تنتقل كافة الموجات الكهرومغناطيسية بسرعة الضوء في الفراغ.
- كافة الموجات الكهرومغناطيسية لديها خصائص موجية وخصائص مادية.
- ينبعث من المادة طاقة كما تمتص طاقة بكمات محددة.

$$E_{\text{الكم}} = h\nu$$

- ينتج عن الضوء الأبيض طيف مستمر. يتكون طيف الانبعاث لعنصر ما من سلسلة من الخطوط المنفصلة والملونة.

المفردات
- الإشعاع الكهرومغناطيسي
- الطول الموجي
- التردد
- سعة الموجة
- الطيف الكهرومغناطيسي
- الكم
- ثابت بلانك
- التأثير الكهروضوئي
- الفوتون
- طيف الانبعاث الذري

القسم 2 نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسة تساعد الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري وطاقة الذرة ومستويات الطاقة الذرية.

- يعزي نموذج بور الذري طيف انبعاث الهيدروجين للإلكترونات التي تسقط من مدارات طاقة أعلى إلى مدارات طاقة سفلية.

$$E_{\text{الفوتون}} = h\nu = E_{\text{مستوى طاقة أعلى}} - E_{\text{مستوى طاقة منخفض}} = \Delta E$$

- تربط معادلة دي بروغلي الطول الموجي للجسيم بكتلته وسرعته وثابت بلانك.

$$\lambda = h / m\nu$$

- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي أن للإلكترونات خصائص موجية.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد من الفضاء تسمى الأفلاك الذرية.

المفردات
- الحالة الأرضية (المستقرة)
- رقم الكم
- معادلة دي بروغلي
- مبدأ الشك لهاينزبرج
- النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
- الفلك الذري
- رقم الكم الرئيس
- مستوى الطاقة الرئيس
- مستوى الطاقة الفرعي

القسم 3 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة يمكن استخدام ثلاثة قواعد للتعرف على ترتيب الإلكترونات في الذَّرة

- ترتيب الإلكترونات في الذرَّة يسمى الترتيب الإلكتروني للذرة.
- يتحدد ترتيب الإلكترونات بمبدأ أوفباو ومبدأ استبعاد باولي وقاعدة هوند.
- تحدد إلكترونات التكافؤ للعناصر الخصائص الكيميائية لها.
- يمكن تمثيل ترتيب الإلكترونات باستخدام مخطط الأفلاك وترميز الترتيب الإلكتروني والترميز النقطي للإكترون.

المفردات
- الترتيب الإلكتروني
- مبدأ اوفباو
- مبدأ استبعاد باولي
- قاعدة هوند
- إلكترونات التكافؤ
- الترميز النقطي للإكترون

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 1

إتقان المفاهيم

34. عرّف المصطلحات التالية:

a. التردد
b. الطول الموجي
c. الكم
d. الحالة الأرضية

35. رتب الأنواع التالية من الإشعاع الكهرومغناطيسي من حيث الزيادة في الطول الموجي.

a. الضوء فوق البنفسجي
b. الميكروويف
c. موجات الراديو
d. أشعة إكس "الأشعة السينية"

36. يبلغ تردد أشعة جاما 2.88×10^{21} Hz. ماذا يعني ذلك؟

37. ما المقصود بالتأثير الكهروضوئي؟

38. مصابيح النيون كيف يختلف الضوء المنبعث من مصباح نيون عن ضوء الشمس؟

39. وضح مفهوم الكم لدى بلانك وارتباطه بفقدان المادة للطاقة أو اكتسابها.

40. كيف فسر أينشتاين التأثير الكهروضوئي؟

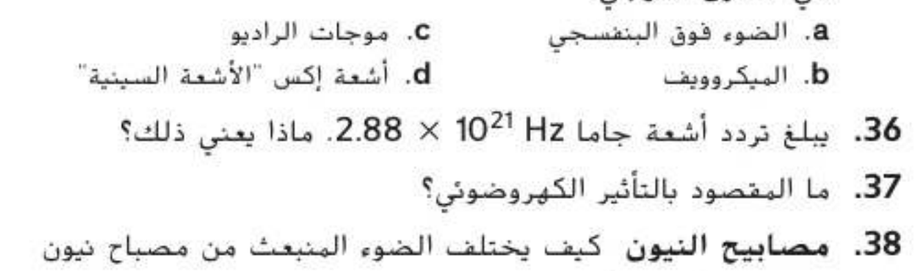
41. قوس قزح ما الفرق بين الموجتين الكهرومغناطيسيتين الحمراء والخضراء في قوس قزح؟

42. درجة الحرارة ماذا يحدث للضوء المنبعث من جسم ساخن ومشع حين تزداد درجة حرارته؟

43. ما عوامل القصور الثلاثة في نموذج الموجة للضوء المتعلقة بتفاعل الضوء مع المادة؟

44. كيف تتشابه موجات الراديو وموجات الضوء فوق البنفسجي؟ وما الاختلافات بينهما؟

إتقان حلّ المسائل



الطيف الكهرومغناطيسي

■ الشكل 20

45. الاشعاع استخدم **الشكل 20** لتقرر أنواع الإشعاع التالية:

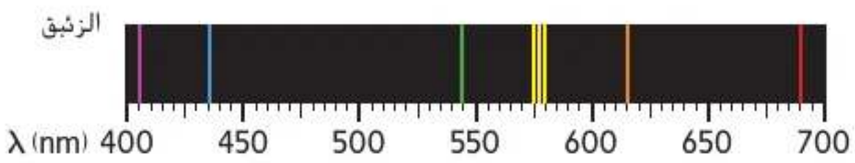
a. إشعاع ذو تردد $8.6 \times 10^{11}\ s^{-1}$
b. إشعاع ذو طول موجي 4.2 nm
c. إشعاع ذو تردد 5.6 MHz
d. إشعاع ينتقل بسرعة 3.00×10^8 m/s

46. كم يبلغ الطول الموجي لإشعاع كهرومغناطيسي تردده 5.00×10^{12} Hz؟ ما نوع هذا الإشعاع الكهرومغناطسيي؟

47. ما تردد الإشعاع الكهرومغناطيسي ذو الطول الموجي 3.33×10^{-8} m؟ ما نوع هذا الإشعاع الكهرومغناطسيي؟

48. كم تبلغ سرعة موجة كهرومغناطيسية ترددها 1.33×10^{17} Hz وطولها الموجي 2.25 nm؟

49. ما طاقة فوتون ضوء أحمر تردده 4.48×10^{14} Hz؟



■ الشكل 21

50. الزئبق طيف الانبعاث الذري للزئبق موضح في **الشكل 21**. احسب الطول الموجي للخط البرتقالي. وما تردده؟ ما طاقة فوتون الخط البرتقالي المنبعث من ذرة الزئبق؟

51. ما طاقة فوتون الضوء فوق البنفسجي ذو الطول الموجي 1.18×10^{-8} m؟

52. فوتون طاقته 2.93×10^{-25} J. فما تردده؟ ما نوع الإشعاع الكهرومغناطسيي لهذا الفوتون؟

53. فوتون طاقته 1.10×10^{-13} J. فما طوله الموجي؟ ما نوع هذا الإشعاع الكهرومغناطسيي؟

54. مركبة فضاء كم تستغرق إشارة لاسلكي من مركبة فوياجر الفضائية للوصول للأرض إذا كانت المسافة بين فوياجر والأرض هي 2.72×10^9 km؟

55. موجات الراديو إذا كانت إذاعتك FM المفضلة تبث برامجها على تردد 104.5 MHz. فما الطول الموجي لإشارة المحطة بالمتر؟ ما طاقة فوتون الإشارة الكهرومغناطيسية للمحطة؟

56. البلاتين ما أقل تردد مطلوب للضوء ليخرج إلكترون ضوئي من ذرات البلاتينيوم والتي تحتاج على الأقل 9.08×10^{-19} J/photon؟

57. جراحة عيون ينبعث من ليزر فلوريد الأرجون المستخدم في بعض جراحات العين إشعاع كهرومغناطيسي طوله الموجي 193.3nm. ما تردد إشعاع ليزر فلوريد الأرجون؟ ما طاقة كم واحد من الإشعاع؟

طيف الانبعاث الذري للهيدروجين

■ الشكل 22

58. الهيدروجين يبلغ طول موجة أحد خطوط طيف انبعاث الهيدروجين 486 nm. افحص **الشكل 22** لتتحقق من لون الخط. ما تردد هذا الخط؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 2

إتقان المفاهيم

59. وفقًا لنموذج بور، كيف تتحرك الإلكترونات في الذرة؟

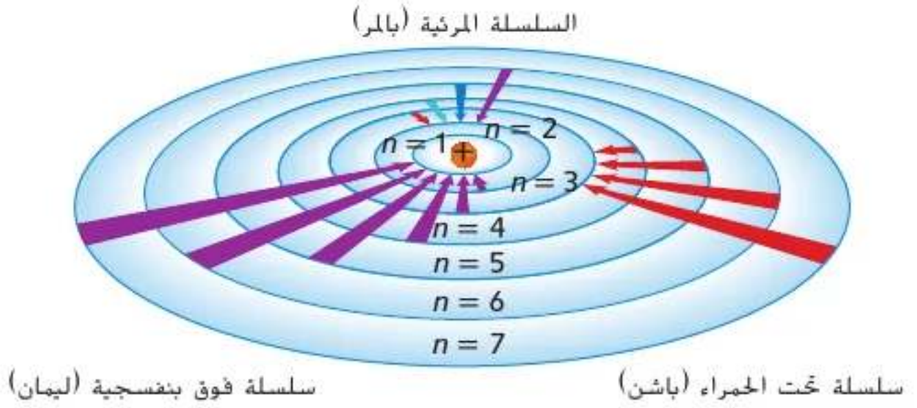
60. ماذا تعني n في نموذج بور الذري؟

61. ما الفرق بين الحالة الأرضية للذرة والحالة المستثارة؟

62. ما اسم النموذج الذري الذي تعامل الإلكترونات فيه على أنها موجات؟ من أول من كتب معادلات موجة الإلكترون التي أدت لهذا النموذج؟

63. ما الفلك الذري؟

64. ماذا تمثل *n* في نموذج ميكانيكا الكم للذرة؟



■ **الشكل 23**

65. **انتقال الإلكترون** وفقًا لنموذج بور الموضح في **الشكل 23**، ما نوع انتقالات الإلكترون بين المدارات التي ينتج عنها خطوط فوق بنفسجية في سلسلة ليمان للهيدروجين؟

66. ما عدد مستويات الطاقة الفرعية التي يحتوي عليها أول ثلاث مستويات طاقة بذرة الهيدروجين؟

67. ما عدد الأفلاك الذرية المرتبطة بالمستوى الفرعي p؟

68. ما الذي تتشابه فيه الأفلاك في المستويات الفرعية s,p,d,f؟

69. ما رموز الأفلاك الخمسة بالمستوى الفرعي d للذرة؟

70. ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يحتوي عليه الفلك؟

71. صِف الاتجاهات النسبية للأفلاك المرتبطة بالمستوى الفرعي 2p للذرة؟

72. كم عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في جميع الأفلاك المرتبطة بمستوى الطاقة الثالث لذرّة الأرجون؟

73. كيف يصف النموذج الميكانيكي الكمي للذرّة مسارات إلكترونات الذرّة؟

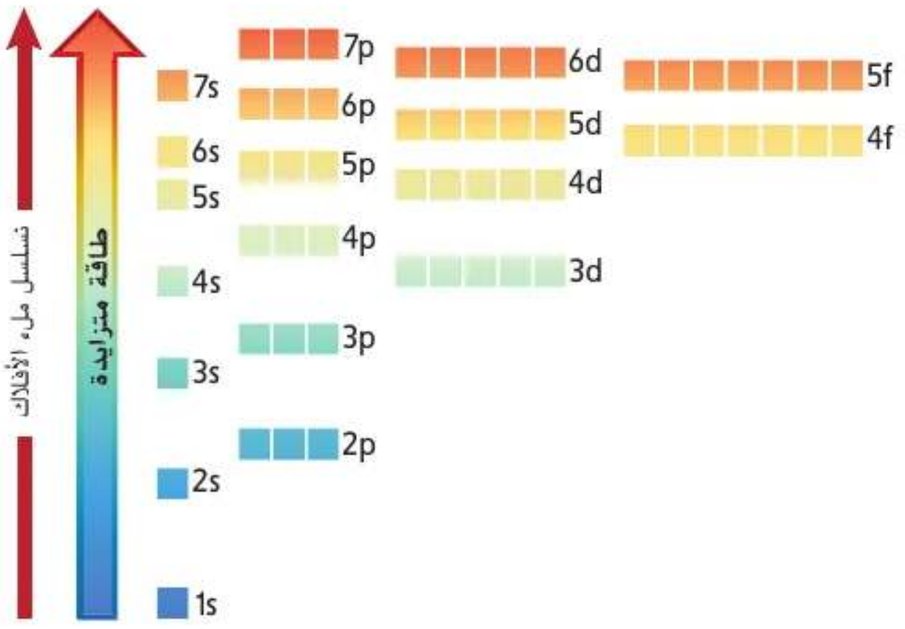
74. **الأجسام التي ترى بالعين المجردة** لم لا نلاحظ الأطوال الموجية للأجسام المتحركة مثل السيارات؟

75. لم يستحيل معرفة سرعة وموقع إلكترون ما بدقة في نفس الوقت؟

القسم 3

إتقان المفاهيم

76. بأي تسلسل تملأ الإلكترونات الأفلاك الذرية المرتبطة بمستوى فرعي؟



■ **الشكل 24**

77. **الروبيديوم** باستخدام **الشكل 24**، فسر لم يشغل إلكترون واحد في ذرة الروبيديوم فلك 5s بدلًا من أفلاك 4d أو 4f.

78. ما إلكترونات التكافؤ؟ كم عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة المغنيسيوم من بين إلكتروناتها الـ12؟

79. يقال أن للضوء طبيعة موجية – جسيمية أي طبيعة مزدوجة فماذا يعني ذلك؟

80. صف الفرق بين الكم والفوتون.

81. كم عدد الإلكترونات التي تظهر بالترميز النقطي للإلكترون لكل عنصر؟

a. الكربون **c.** الكالسيوم
b. البور **d.** الجاليوم

82. عند كتابة ترميز الترتيب الإلكتروني لذرة ما، ما هي المبادئ أو القواعد الثلاثة التي يجب أن تتبعها؟

83. اكتب الترتيب الإلكتروني وارسم مخطط الفلك لذرة الأكسجين والكبريت.

إتقان حلّ المسائل

84. اذكر تسلسل أوفباو للمستويات الفرعية من 1s إلى 7p.

85. اكتب ترميز الفلك والتوزيع الإلكتروني الكامل لكل من العناصر التالية:

a. البريليوم **c.** النيتروجين
b. الألمنيوم **d.** الصوديوم

86. استخدم ترميز الغاز النبيل لوصف الترتيب الإلكتروني للعناصر التي تمثلها الرموز التالية

a. Kr **c.** Zr
b. P **d.** Pb

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

87. ما العنصر الممثل بكل ترتيب إلكتروني أدناه؟

a. $1s^2 2s^2 2p^5$

b. $[Ar]4s^2$

c. $[Xe]6s^2 4f^4$

d. $[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^4$

e. $[Rn]7s^2 5f^{13}$

f. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

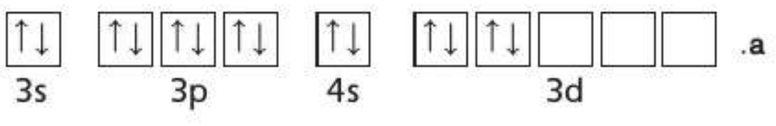
88. ما ترميز الترتيب الإلكتروني الذي يصف الذرة في الحالة المستثارة؟

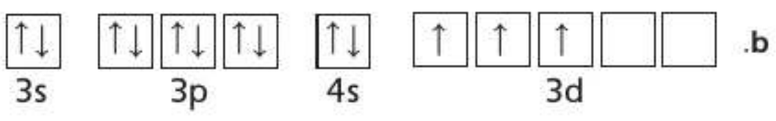
a. $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^2$

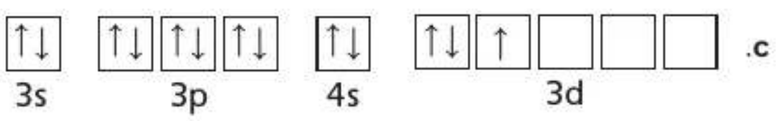
b. $[Ne]3s^2 3p^5$

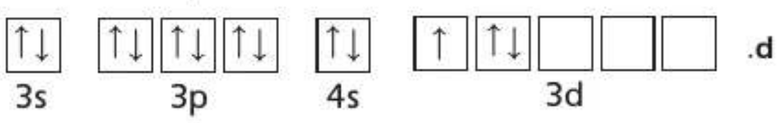
c. $[Kr]5s^2 4d^1$

d. $[Ar]4s^2 3d^8 4p^1$

a.


b.


c.


d.


■ **الشكل 25**

89. ما مخطط الفلك الصحيح في **الشكل 25** لذرة في حالتها المستقرة؟

90. ارسم الترميز النقطي للإلكترون لذرات العناصر التالية:

a. الكربون

b. الزرنيخ

c. البولونيوم

d. البوتاسيوم

e. الباريوم

91. **الزرنيخ** كم عدد الأفلاك التي تحتوي على إلكترونات في ذرة الزرنيخ؟ كم عدد الأفلاك التي يتم تعبئتها بشكل كامل؟ كم عدد الأفلاك المرتبطة بمستوى الطاقة الرئيس الرابع لذرة $n = 4$ ؟

■ **الشكل 26**

92. ما العنصر الذي يوضحه الترميز النقطي للإلكترون للحالة المستقرة في **الشكل** 26؟

a. المغنيسيوم **c.** الكالسيوم

b. الأنتيمون **d.** السماريوم

93. بالنسبة لذرة قصدير في الحالة المستقرة، اكتب الترتيب الإلكتروني مستخدمًا ترميز الغاز النبيل وارسم الترميز النقطي للإلكترون لها.

مراجعة عامة

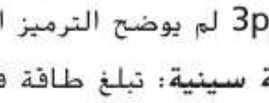
94. ما أقصى عدد إلكترونات يمكن أن تحتوي عليها أفلاك ذرَّة لها أعداد الكم الرئيسة التالية؟

a. 3 **c.** 6

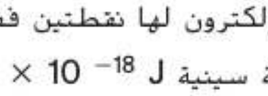
b. 4 **d.** 7

95. كم يبلغ الطول الموجي لضوء تردده 5.77×10^{14} Hz؟

1.

2.


3.

4.


■ **الشكل 27**

96. **الموجات:** باستخدام الموجات الموضحة في **الشكل** 27، حدد الموجة أو الموجات ذات الخصائص التالية:

a. أطول طول موجة

b. أكبر تردد

c. أكبر سعة موجة

d. أقصر طول موجة

97. كم عدد الاتجاهات الممكنة للأفلاك المرتبطة بكل مستوى فرعي؟

a. s **c.** d

b. P **d.** f

98. أي العناصر التالية لها إلكترونين فقط في الترميز النقطي للإلكترون الخاصة بها الهيدروجين، أو الهيليوم، أو الليثيوم، أو الألومنيوم، أو الكالسيوم، أو الكوبالت، أو البروم، أو الكريبتون أو الباريوم؟

99. في نموذج بور الذري ما انتقال الإلكترون الذي ينتج عنه الخط الأزرق–الأخضر في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين؟

100. **الخارصين:** تحتوي ذرة الخارصين على 18 إلكترونًا في 3s, 3p, 3d لم يوضح الترميز النقطي للإلكترون لها نقطتين فقط؟

101. **أشعة سينية:** تبلغ طاقة فوتون أشعة سينية 3.01×10^{-18} J. فما تردده وطوله الموجي؟

102. ما العنصر الذي يتم تمثيل الترتيب الإلكتروني له في الحالة الأرضية بترميز الغاز النبيل $[Rn]7s^1$؟

103. كيف وضح بور طيف الانبعاث الذري؟

104. **أشعة تحت الحمراء** كم عدد الفوتونات المطلوبة من الأشعة تحت الحمراء ذات التردد 4.88×10^{13} Hz لتوفير طاقة تعادل 1.00 J؟

105. ينتقل الضوء في الماء أبطأ مما ينتقل في الهواء ومع ذلك يظل تردده ثابتًا. كيف يتغير طول موجة الضوء من الهواء للماء؟

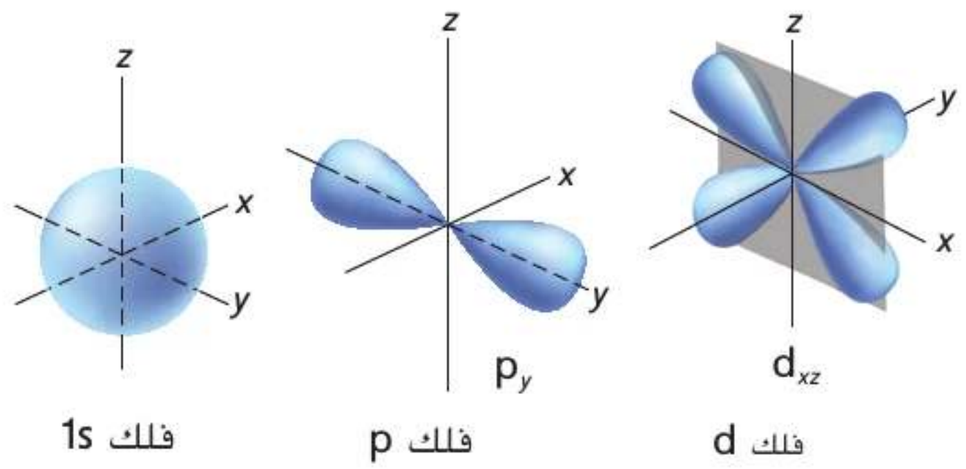
106. وفقًا لنموذج ميكانيكا الكم، ماذا يحدث حين تمتص ذرة ما كمًا من الطاقة؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

التفكير الناقد

107. **قارن وقابل:** ناقش باختصار الفرق بين الفلك في نموذج بور للذرة والفلك من وجهة نظر ميكانيكا الكم للذرة.

108. **احسب** نحتاج إلى 8.17×10^{-19} J من الطاقة لإزالة إلكترون من سطح الذهب. ما أقصى طول موجة للضوء يمكن أن يسبب هذا التأثير؟



الشكل 28

109. **صف** أشكال الأفلاك الذرية الموضحة في **الشكل 28**. حدد اتجاه وارتباط كل فلك بنوع معين من مستوى الطاقة الفرعي.

110. **استدل** افترض أنك تعيش في كون ينص فيه مبدأ باولي للاستبعاد على أنه يمكن لثلاثة، وليس اثنان من الإلكترونات كحد أقصى أن تشغل فلك واحد . قيم واشرح الخصائص الكيميائية الجديدة لعناصر الليثيوم والفوسفور.

تحدي

111. **ذرّة الهيدروجين** تبلغ طاقة ذرّة الهيدروجين -6.05×10^{-20} J حين يكون الإلكترون في المدار $n = 6$ و -2.18×10^{-18} J حين يكون الإلكترون في المدار $n = 1$. احسب طول موجة الفوتون المنبعث حين يسقط الإلكترون من المدار $n = 6$ إلى المدار $n = 1$. استخدم القيم التالية: $h = 6.626 \times 10^{-34}$ J.s و $c = 3.00 \times 10^{8}$ m/s.

مراجعة تراكمية

112. قرّب 20.56120 إلى ثلاث أرقام معنوية.

113. حدد ما إذا كانت كل عبارة تصف خاصية كيميائية أو خاصية فيزيائية
   أ. الزئبق سائل في درجة حرارة الغرفة.
   ب. السكروز هو مادة بيضاء اللون صلبة بلورية.
   ج. يصدأ الحديد حين يتعرض لهواء رطب.
   د. يحترق الورق حين يشتعل.

114. العدد الذري لذرة الجادولينيوم 64 والعدد الكتلي 153. كم عدد الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في هذه الذرة؟

الكتابة في الكيمياء

115. **لوحات النيون** كي يجعل المنتجون لوحات النيون تبعث ألوانًا مختلفة، يقومون غالبًا بملء اللوحات بغازات أخرى غير النيون. اكتب مقالًا بشأن استخدام الغازات في لوحات النيون والألوان التي تنتج عن هذه الغازات.

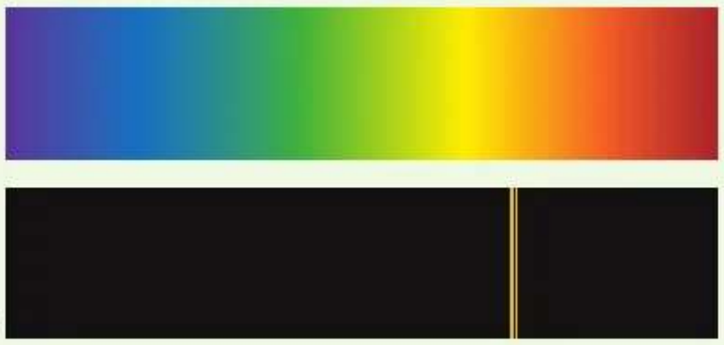
116. **نموذج رذرفورد** تخيل أنك عالمٌ في بداية القرن العشرين، وأنك قد علمت للتو بتفاصيل نموذج نووي جديد للذرَّة اقترحه الفيزيائي الإنجليزي البارز إيرنست رذرفورد. بعد تحليل النموذج فإنك تعتقد بوجود قصور في النموذج. اكتب خطابًا لرذرفورد تعبر فيه عن مخاوفك بشأن هذا النموذج. استخدم المخططات وأمثلة على عناصر محددة لتساعدك على اتخاذ قرارك.

DBQ أسئلة مبنية على المستندات

بخار الصوديوم حين يتبخر فلز الصوديوم في أنبوب التفريغ، ينتج خطان متقاربان بلون أصفر برتقالي لامع. ونظرًا لكفاءة مصابيح بخار الصوديوم كهربائيًا فهي تستخدم بصورة واسعة الانتشار للإضاءة الخارجية كما في أضواء الشوارع والإضاءة الأمنية.

يوضح **الشكل 29** طيف انبعاث فلز الصوديوم. يتم توضيح الطيف المرئي بالكامل من أجل المقارنة.

تم الحصول على البيانات من: Volland, W. March 2005.
التنظير الطيفي: التعرف على العناصر وطيف الانبعاث



الشكل 29

117. فرق بين الطيفين الموضحين بالأعلى.

118. الأطوال الموجية لضوئي الصوديوم الساطعين هي 588.9590 nm و589.9524 nm اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة للصوديوم، وكيف يرتبط الترتيب الإلكتروني للصوديوم بالخطوط؟

119. احسب طاقات الفوتونات المرتبطة بخطين مستخدمًا المعادلات التالية:

$$E_{\text{فوتون}} = h\nu;\ c = \lambda\nu;\ E = hc/\lambda$$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تراكمي

تدريب على الاختبار المعياري

اختيار من متعدد

1. الأشعة الكونية هي عبارة عن إشعاع ذو طاقة عالية وارد من الفضاء الخارجي. ما تردد الشعاع الكوني ذو الطول الموجي $2.67 \times 10^{-13}\ m$ حين يصل إلى الأرض؟ (سرعة الضوء $3.00 \times 10^{8}\ m/s$.)

A. $8.90 \times 10^{-22}\ s^{-1}$

B. $3.75 \times 10^{12}\ s^{-1}$

C. $8.01 \times 10^{-5}\ s^{-1}$

D. $1.12 \times 10^{21}\ s^{-1}$

2. أي من التالي يمثل الترميز النقطي للإلكترون لعنصر الإنديوم؟

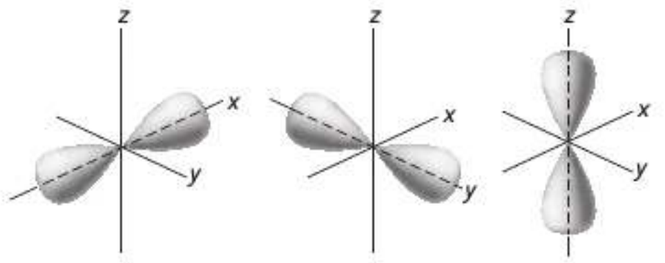
A. In ·

B. · In ·

C. · In ·

D. · In ·

استخدم الشكل التالي للإجابة على السؤالين *3* و*4*



3. ما المستوى الفرعي الذي تنتمي إليه هذه الأفلاك؟

A. s

B. p

C. d

D. f

4. ما عدد الإلكترونات الكلي التي يمكن أن توجد في هذا المستوى الفرعي؟

A. 2

B. 3

C. 6

D. 8

5. ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد بمستوى الطاقة الرئيس الخامس للذرة؟

A. 2

B. 8

C. 18

D. 32

استعن بالجدول الدوري والجدول أدناه للإجابة على الأسئلة من 6 إلى 8.

التوزيع الإلكتروني لبعض الفلزات الانتقالية

العنصر	الرمز	العدد الذري	الترتيب الإلكتروني
الفناديوم	V	23	$[Ar]4s^2 3d^3$
الإتريوم	Y	39	$[Kr]5s^2 4d^1$
			$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^6$
السكانديوم	Sc	21	$[Ar]4s^2 3d^1$
الكادميوم	Cd	48	

6. باستخدام ترميز الغاز النبيل، ما الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة لعنصر الكادميوم Cd؟

A. $[Kr]4d^{10}4f^2$

B. $[Ar]4s^2 3d^{10}$

C. $[Kr]5s^2 4d^{10}$

D. $[Xe]5s^2 4d^{10}$

7. ما العنصر الذي له الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة التالي $[Xe]\ 6s^2 4f^{14} 5d^6$ ؟

A. La

B. Ti

C. W

D. Os

8. ما الترتيب الإلكتروني لذرة السكانديوم؟

A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

B. $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3ps^7 4s^2 3d^1$

C. $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3ps^5 4s^2 3d^1$

D. $1s^2 2s^1 2p^7 3s^1 3ps^7 4s^2 3d^1$

9. أي مما يلي لا يعتبر دليلًا على أنه قد حدث تغير كيميائي؟

A. تغير خصائص المواد المشاركة في التفاعل

B. انبعاث رائحة

C. تغير تركيب المواد المشاركة في التفاعل

D. تغير الكتلة الكلية لكل المواد المشاركة في التفاعل

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم البيانات التالية للإجابة على الأسئلة *10* إلى *13*

درجة حرارة الماء مع التسخين	
الزمن (بالثانية)	درجة الحرارة (°C)
0	16.3
30	19.7
60	24.2
90	27.8
120	32.0
150	35.3
180	39.6
210	43.3
240	48.1

10. ارسم رسمًا بيانيًا يوضح درجة الحرارة مقابل الزمن.

11. هل تسخين هذه العينة من الماء يعتبر علاقة خطية؟ فسر إجابتك.

12. استخدم الشكل الخاص بك لحساب المعدل التقريبي للتسخين باستعمال درجة الحرارة في الثانية. ما القيمة بالدرجات لكل دقيقة؟

13. وضح المعادلة الخاصة بتحويل درجة الحرارة عند 180 من السيليزية إلى الكلفن وإلى درجة فهرنهايت.

أسئلة ذات إجابات مفتوحة

14. قارن المعلومات الواردة في الترميز النقطي للإلكترون مع المعلومات الخاصة بالترتيب الإلكتروني.

15. اشرح سبب عدم صحة $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^{10} 4p^2$ كترتيب إلكتروني صحيح لعنصر الجرمانيوم (Ge). اكتب الترتيب الإلكتروني الصحيح للجرمانيوم.

الإختبار المعياري (SAT) لمادة الكيمياء

استخدم الشكل التالي للإجابة على السؤالين *16* و*17*

A. $1s^2$

B. $1s^2\ 2s^2$

C. $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

D. $1s^2\ 2s^1\ 2p^6$

16. أي مما يلي يوضح مخطط الفلك الذي يخالف مبدأ أوفباو؟

A. A
B. B
C. C
D. D
E. لا شيء

17. أي مما يلي يوضح مخطط الفلك لعنصر البريليوم؟

A. A
B. B
C. C
D. D
E. لا شيء

18. يقوم أحد الطلاب بإجراء تجربة لإيجاد درجة غليان البنتان، وقد وجد بأنها تبلغ 37.2 ℃. بينما تشير المراجع إلى أن درجة الغليان لهذا المركب هي 36.1 ℃. ما نسبة الخطأ التي حسبها الطالب؟

A. 97.0%
B. 2.95%
C. 1.1%
D. 15.5%
E. 3.05%

19. أي الوسائل المستخدمة لفصل مكونات في مزيج ما تعتمد على درجات الغليان المختلفة لمكونات المزيج؟

A. الاستشراب الورقي
B. الترشيح
C. التبلور
D. التقطير
E. التبخُّر

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 2

الجدول الدوري والقانون الدوري

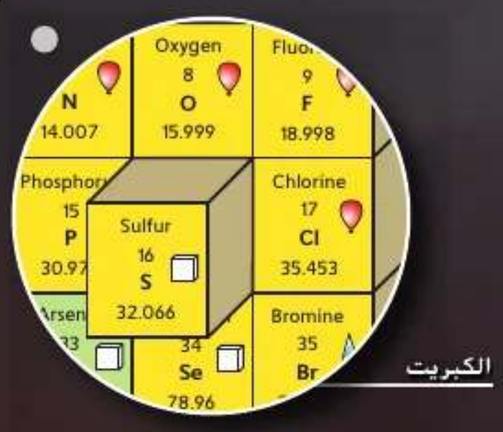
الفكرة الرئيسة تتيح لنا الاتجاهات الدورية في خصائص الذرات توقع الخصائص الفيزيائية والكيميائية.

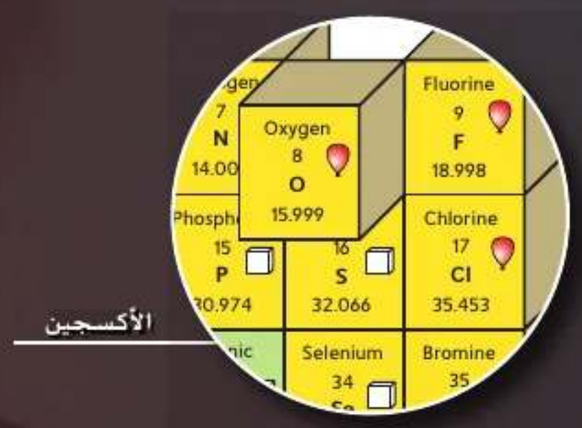
الأقسام

1 تطور الجدول الدوري الحديث

2 تصنيف العناصر

3 الاتجاهات الدورية





التجربة الاستهلالية

كيف يمكنك معرفة الاتجاهات؟

يُرتَّب الجدول الدوري للعناصر بحيث تتكرر خواص العناصر بطريقة منتظمة. يمكن أيضًا استخدام مثل هذا الترتيب للأشياء الشائعة. في هذه التجربة ستدرس طرقًا لتنظيم البيانات وفقًا للاتجاهات.

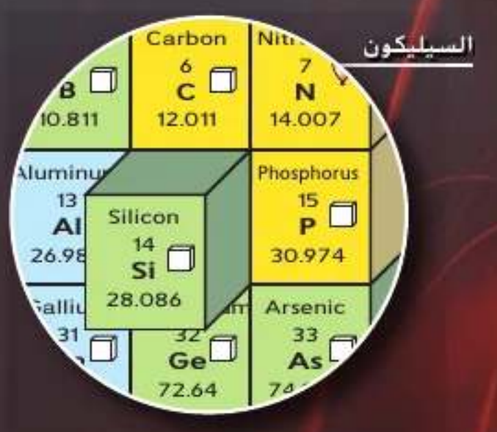
مطوياتي® منظم الدراسة

الاتجاهات الدورية

اصنع مخططًا مطويًا، وقم بتسميته على النحو الموضح. استخدمه لتنظيم المعلومات حول الاتجاهات الدورية.

المجموعات	لدورات	الاتجاهات الدورية
نصف القطر الذري		
نصف القطر الأيوني		
طاقة التأين		
السالبية الكهربائية		

McGraw-Hill Education مؤسسة
The Periodic Table and Periodic Law, Chapter 6, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017
حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة



يوجد حاليًا 118 عنصرًا في الجدول الدوري. يوجد 90 عنصرًا منها تقريبًا بشكل طبيعي. وحسب الكتلة، يُعدّ الأكسجين العنصر الأكثر توفرًا في **القشرة** الأرضية (دون 50% بفارق بسيط).

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تطورالجدول الدوري الحديث

القسم 1

الفكرة الرئيسة تطور الجدول الدوري مع مرور الزمن حيث اكتشف العلماء طرائق مفيدة للغاية للمقارنة بين العناصر وتنظيمها.

الأسئلة الرئيسة

- كيف تطوّر الجدول الدوري؟
- ما الميزات الأساسية للجدول الدوري؟

مراجعة المفردات

العدد الذري atomic number: عدد البروتونات في الذرة

مفردات جديدة

القانون الدوري	periodic law
مجموعة	group
دورة	period
عنصر رئيس	representative element
عنصر انتقالي	transition element
فلز	metal
فلز قلوي	alkali metal
فلز قلوي أرضي	alkaline earth metal
فلز انتقالي	transition metal
فلز انتقالي داخلي	inner transition metal
سلسلة اللانثينيدات	lanthanide series
سلسلة الأكتنيدات	actinide series
لافلز	nonmetal
هالوجين	halogen
غاز نبيل	noble gas
شبه فلز	metalloid

الكيمياء في حياتك

تخيل أنك تتسوق ووجدت جميع فواكه التفاح والكمثرى والبرتقال والخوخ مختلطة في سلة واحدة في متجر البقالة. وقتها يكون ترتيب الأشياء حسب خصائصها مفيدًا في الغالب. يُرتِّب العلماء الكثير من الأنواع المختلفة من العناصر الكيميائية في الجدول الدوري.

تطور الجدول الدوري

في أواخر القرن الثامن عشر، أعدّ العالم الفرنسي أنطوان لافوازييه (1743–1794) قائمة بجميع العناصر المعروفة في ذلك الوقت. واحتوت القائمة، الموضّحة في **الجدول 1**، على 33 عنصرًا مرتبًا في أربع فئات. وكان الكثير من هذه العناصر، مثل الفضة والذهب والكربون والأكسجين معروفًا منذ عصور ما قبل التاريخ. وشهد القرن التاسع عشر زيادة كبيرة في أعداد العناصر المعروفة. ولقد لعب ظهور الكهرباء، التي استخدمت في تفكيك المركبات إلى مكوناتها، وتطور مقياس الطيف الذي استخدم في تحديد العناصر الرئيسية حديثًا، دورًا مهمًا في تقدم الكيمياء. كما لعبت الثورة الصناعية في منتصف القرن التاسع عشر دورًا محوريًا مما أدى إلى تطور الكثير من الصناعات الجديدة التي تستند إلى الكيمياء، مثل: تصنيع البتروكيماويات والصابون والأصباغ والأسمدة. وبحلول عام 1870، وصل عدد العناصر المعروفة إلى ما يزيد عن 60 عنصرًا.

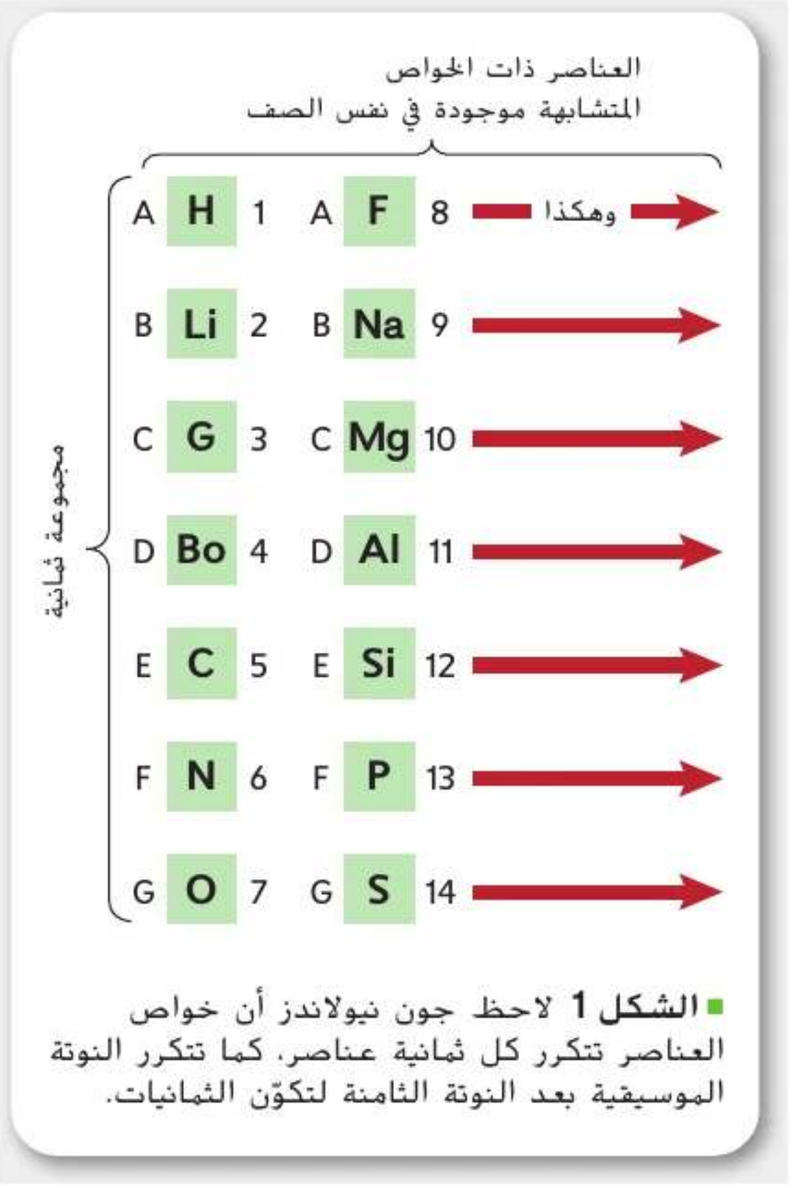
وبالتوازي مع اكتشاف العناصر الجديدة توفرت كميات كبيرة من البيانات العلمية الجديدة المرتبطة بالعناصر ومركباتها. وكان علماء الكيمياء في تلك الفترة منهمكين في تعلم خصائص هذا العدد الكبير من المركبات والعناصر الجديدة. وكان ما يحتاجون إليه وقتئذٍ أداة لتنظيم الحقائق الكثيرة المرتبطة بتلك العناصر. وكان اتفاق علماء الكيمياء على طريقة لتحديد الكتل الذرية للعناصر بدقة في عام 1860 خطوة مهمة نحو تحقيق هذا الهدف. حيث كان علماء الكيمياء حتى ذلك الوقت يستخدمون قيمًا مختلفة للكتلة في أعمالهم مما يجعل من الصعب على عالِمي كيمياء الحصول على النتائج نفسها. وبفضل الكتل الذرية المتفق عليها حديثًا للعناصر، بدأ بشكل جدي البحث عن العلاقات بين الكتلة الذرية وخواص العنصر وإيجاد طريقة لتنظيم العناصر.

الجدول 1 جدول لافوازييه للمواد البسيطة

الغازات	الضوء والحرارة والهواء الخالي من الفلوجستون والغاز المحتوي على الفلوجستون والهواء القابل للاشتعال
الفلزات	الأنتيمون والفضة والزرنيخ والبزموت والكوبالت والنحاس والقصدير والحديد والمنجنيز والزئبق والموليبدنيوم والنيكل والذهب والبلاتين والرصاص والتنجستن و الخارصين
اللافلزات	الكبريت والفُوسفور والفحم الصافي وحمض الهيدروكلوريك وحمض الهيدروفلوريك وحمض البوريك
العناصر الأرضية	الطباشير والمغنيسيا والباريت والطين والتراب السيليسي

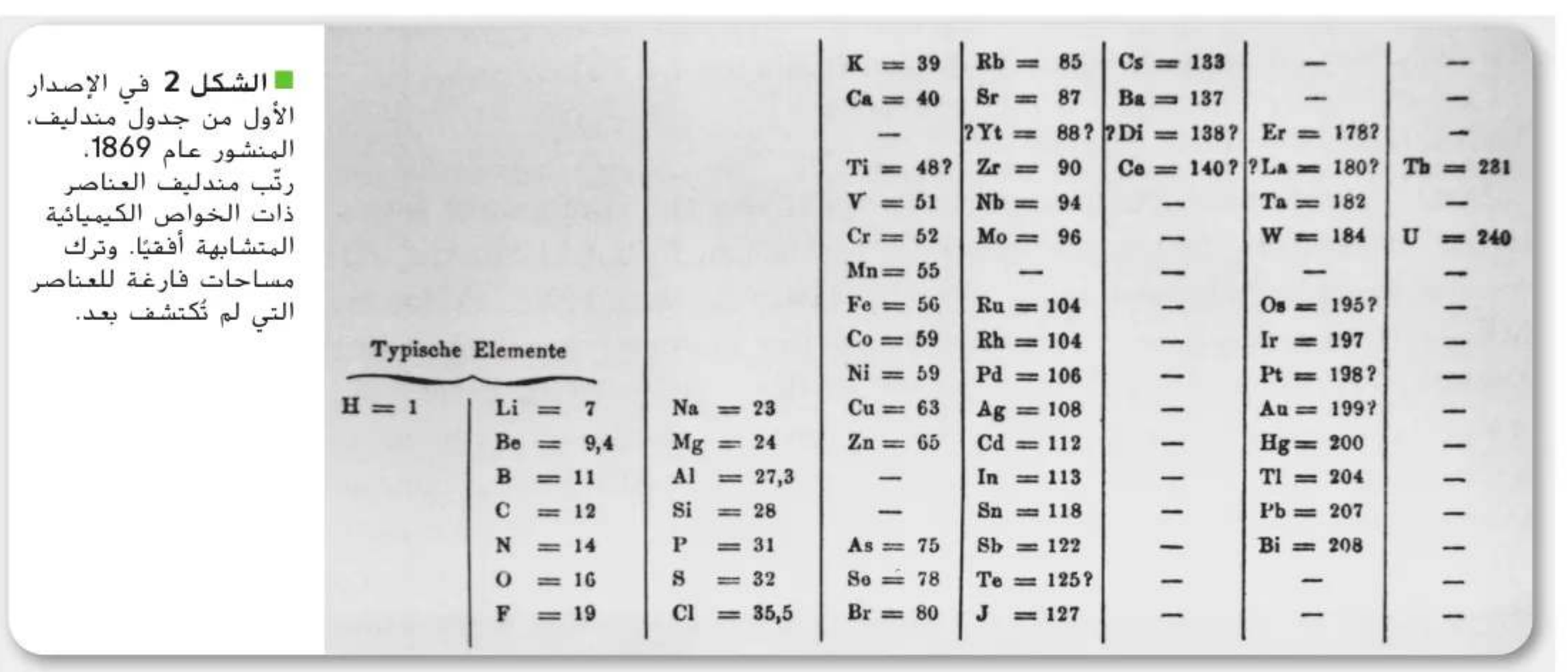
McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

جون نيولاندز في عام 1869، اقترح الكيميائي إنجليزي الأصل جون نيولاندز (1837–1898) مخططًا تنظيميًا للعناصر. لاحظ أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية، تتكرر الخصائص في كل عنصر ثامن. ويُطلق على هذا النمط دورية لأنه يتكرر بطريقة معينة. وأطلق نيولاندز على العلاقة الدورية التي لاحظها في الخواص الكيميائية *قانون الثمانيات*، على اسم الثمانية الموسيقية والتي تتكرر فيها النوتات الموسيقية في النغمة الثامنة. يوضح **الشكل 1** كيف نظّم نيولاندز 14 عنصرًا من العناصر المعروفة في منتصف ستينيات القرن التاسع عشر. ولم يتم قبول قانون الثمانيات نظرًا لتعذر تطبيقه على جميع العناصر المعروفة. كما انتقد العلماء الآخرون كلمة *الثمانيات* انتقادًا لاذعًا لأنهم اعتقدوا أن التشبيه بالموسيقى أمر غير علمي. على الرغم من عدم قبول قانونه بشكل عام، إلا أن السنوات القليلة التي تلت ذلك أثبتت أن نيولاندز كان على صواب في الأساس الذي اختاره حيث تتكرر خواص العناصر بالفعل بطريقة دورية.



■ **الشكل 1** لاحظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل ثمانية عناصر، كما تتكرر النوتة الموسيقية بعد النوتة الثامنة لتكوّن الثمانيات.

ماير ومندليف عام 1869، أثبت كل من عالِم الكيمياء الألماني لوثر ماير (1830–1895) وعالِم الكيمياء الروسي ديمتري مندليف (1834–1907) أن هناك علاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر. وحاز مندليف على شهرة أكثر من ماير؛ لأنه نشر مخططه التنظيمي أولًا. ولاحظ مندليف، كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سنوات، أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية، سيظهر نمط دوري في خواصها. وتمكن مندليف من تنظيم العناصر في جدول دوري عن طريق ترتيب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية في أعمدة تتضمن العناصر المتشابهة في خواصها. لاقى جدول مندليف الموضح في **الشكل 2** قبولًا كبيرًا حيث توقّع وجود عناصر لم تكن مكتشفة حينها وحدّد خواصها. وترك مندليف مساحات فارغة في الجدول للعناصر التي لم تُكتشف بعد. ومن خلال ملاحظة الاتجاهات في خواص العناصر المعروفة، تمكّن مندليف من توقع خصائص العناصر التي لم تكتشف آنذاك، مثل: السكانديوم والجاليوم والجرمانيوم.



Typische Elemente

H = 1	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
	Be = 9,4	Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
	B = 11	Al = 27,3	—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—
	C = 12	Si = 28	—	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Th = 231
	N = 14	P = 31	As = 75	Nb = 94	—	Ta = 182	—
	O = 16	S = 32	Se = 78	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	—	—	—	—
				Ru = 104	—	Os = 195?	—
				Rh = 104	—	Ir = 197	—
				Pd = 106	—	Pt = 198?	—
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
			—	In = 113	—	Tl = 204	—
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—
			Br = 80	J = 127	—	—	—

■ **الشكل 2** في الإصدار الأول من جدول مندليف، المنشور عام 1869. رتّب مندليف العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًا. وترك مساحات فارغة للعناصر التي لم تُكتشف بعد.

McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف

موزلي لم يكن جدول مندليف صحيحًا تمامًا. فبعد اكتشاف عدة عناصر جديدة وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، أصبح واضحًا أن العديد من العناصر الموجودة في جدوله ليست في ترتيبها الصحيح. حيث أدى ترتيب العناصر حسب الكتلة إلى وضع الكثير منها في مجموعات عناصر ذات خواص مختلفة.

حدد عالِم الكيمياء الإنجليزي هنري موزلي (1887–1915) سبب هذه المشكلة عام 1913. ربما تذكر أن موزلي اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات في النواة – عدد البروتونات يساوي العدد الذري للذرة. وبترتيب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، تم حل مشكلات ترتيب العناصر في الجدول الدوري. نتج عن ترتيب موزلي للعناصر حسب العدد الذري نمطًا دوريًا واضحًا للخواص. ويُطلق على عبارة أنه يوجد تكرار دوري للخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديًا حسب العدد الذري اسم **القانون الدوري**.

☑ **التأكد من فهم النص** **قارن وقابل** بين طريقة ترتيب كل من مندليف وموزلي للعناصر.

يلخص الجدول 2 مساهمات كل من نيولاندز وماير ومندليف وموزلي في تطوير الجدول الدوري. ورتّب الجدول الدوري الحقائق التي كانت تبدو غير مترابطة وأصبح أداة مهمة لعلماء الكيمياء. كما يُعدّ مرجعًا مفيدًا لفهم خواص العناصر وتوقعها وتنظيم المعرفة بالتركيب الذري. تدرّب في مساحة حل المشكلات الواردة لاحقًا في هذه الوحدة لمعرفة كيف يمكن استخدام القانون الدوري لتوقع خواص العناصر غير المعروفة.

المفردات

أصل الكلمة

دوري periodic

مشتقة من الكلمة اليونانية *periodos*، وتعني طريق دائري أو دورة

الجدول 2 مساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز (1837-1898)
- رتبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- لاحظَ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر
- وضعَ قانون الثمانيات.

لوثر ماير (1830-1895)
- وضَّحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتَّبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

ديمتري مندليف (1834-1907)
- وضَّحَ العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتّبَ العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- توقعَ وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها

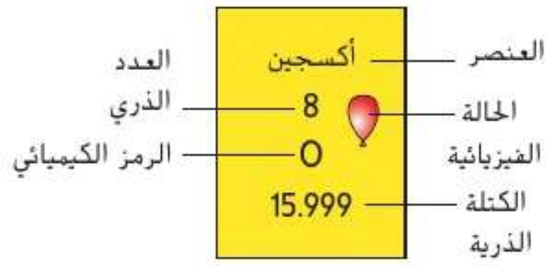
هنري موزلي (1887-1915)
- اكتشفَ أن الذرات تحتوي على عدد فريد من البروتونات يسمى العدد الذري
- رتّبَ العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، والذي نتج عنه نمطًا دوريًا للخواص

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول الدوري الحديث

يتألف الجدول الدوري الحديث من مربعات. يحتوي كل منها على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية. يظهر مربع نموذجي من الجدول في **الشكل 3**. يتم ترتيب المربعات تصاعديًا حسب العدد الذري في سلسلة من الأعمدة تسمى **المجموعات** أو العائلات ومجموعة من الصفوف تسمى **الدورات**. يظهر الجدول في **الشكل 5** في الصفحة التالية وعلى الصفحة الداخلية لغلاف الكتاب المدرسي الخلفي.

التأكد من فهم النص **عرّف** المجموعات و الدورات.



الشكل 3 مربع نموذجي من الجدول الدوري يحتوي على اسم العنصر ورمزه الكيميائي وعدده الذري وكتلته الذرية وحالته الفيزيائية.

يوجد سبع دورات بدءًا بالهيدروجين في الدورة الأولى. وتُرقّم المجموعات من 1 إلى 18. فعلى سبيل المثال، تحتوي الدورة 4 على البوتاسيوم والكالسيوم في حين يوجد عنصر السكانديوم (Sc) في العمود الثالث من جهة اليسار أي المجموعة 3. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وللعناصر التي في المجموعات 1 و2 ومن 13 إلى 18مجموعة كبيرة من الخواص الفيزيائية والكيميائية. ولهذا السبب، يُشار إليها في الغالب باسم المجموعات الرئيسة أو **العناصر الرئيسة**. ويُشار إلى العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 **بالعناصر الانتقالية**. وتصنف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

الفلزات تسمى العناصر التي تمتاز باللمعان (عندما تكون نظيفة وناعمة) وصلبة في درجة حرارة الغرفة وكذلك جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء **الفلزات**. وأغلب الفلزات قابلة للطرق و السحب مما يعني أنه يمكن تشكيلها في صورة صفائح رقيقة وسحبها على هيئة أسلاك على التوالي. ومعظم العناصر الرئيسة وجميع العناصر الانتقالية فلزات. إذا نظرت إلى عنصر البورون (B) في العمود 13، فسترى خطًا عريضًا على شكل درجات السلم متعرجًا نزولًا إلى عنصر الأستاتين (At) في نهاية المجموعة 17. يكوّن هذا الخط فاصلًا مرئيًا بين الفلزات واللافلزات في الجدول. في **الشكل 5**، تُمثَّل الفلزات بمربعات زرقاء.

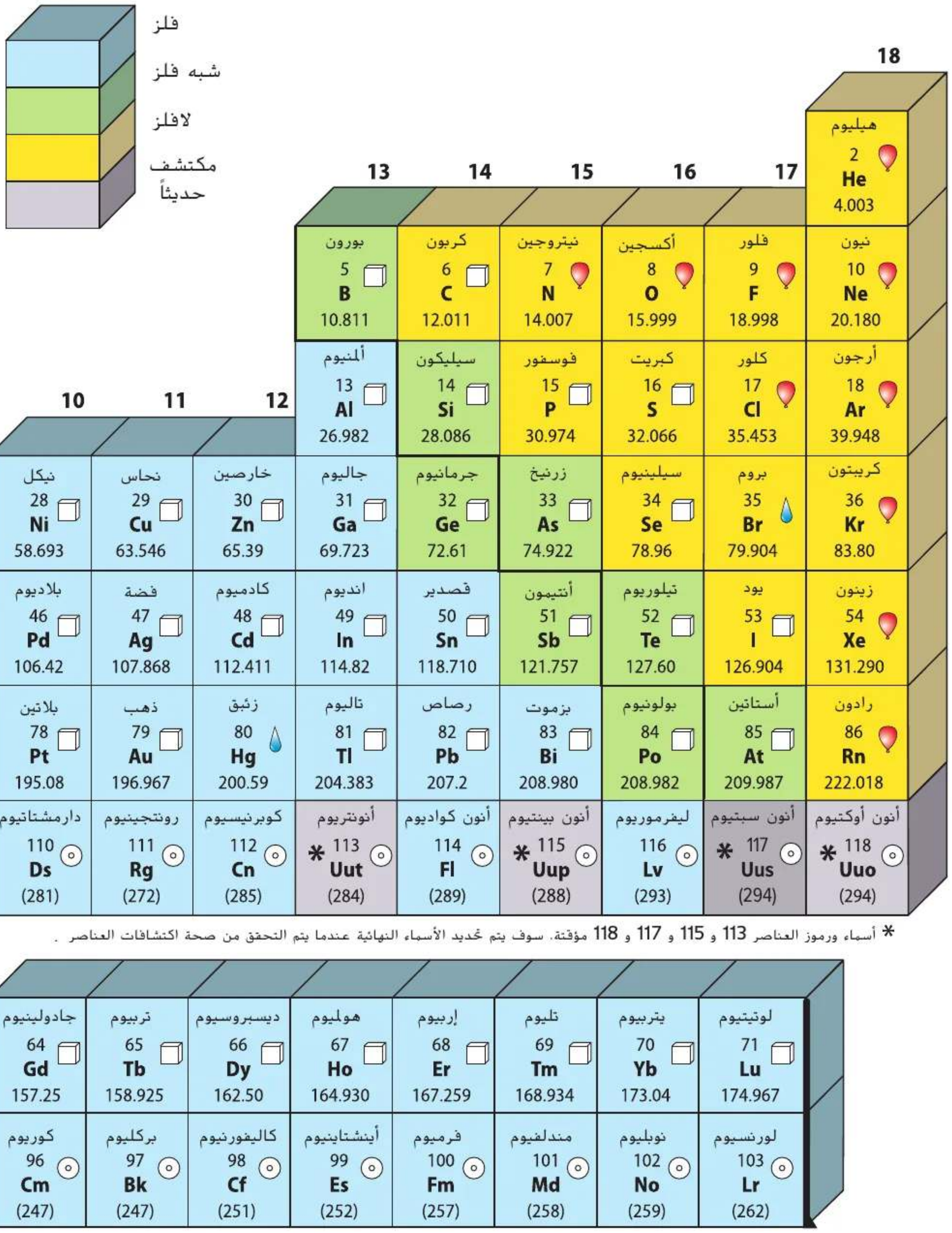
الفلزات القلوية جميع العناصر الموجودة على يسار الجدول فلزات باستثناء الهيدروجين. تُعرف عناصر المجموعة 1 (باستثناء الهيدروجين) **بالفلزات القلوية**. وتوجد الفلزات القلوية عادةً في صورة مركبات مع عناصر أخرى، وذلك لشدة نشاطها الكيميائي. يوجد فلزان قلويان معروفان هما الصوديوم (Na)، وهو من مكونات الملح، والليثيوم (Li) ويُستخدم غالبًا في البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية توجد **الفلزات القلوية الأرضية** في المجموعة 2 وهي نشطة كيميائيًا الكالسيوم (Ca) والمغنيسيوم (Mg) فلزان مهمان لصحتك وهما من أمثلة الفلزات القلوية الأرضية. ونظرًا لأن المغنيسيوم يتميز بالصلابة وخفة الوزن نسبيًا، يُستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، مثل الكمبيوتر المحمول كما هو موضح في **الشكل 4**.

الشكل 4 نظرًا لأن المغنيسيوم يتميز بخفة الوزن والقوة يُستخدم غالبًا في إنتاج الأجهزة الإلكترونية. فمثلًا الإطار الخارجي لهذا الكمبيوتر المحمول مصنوع من المغنيسيوم.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

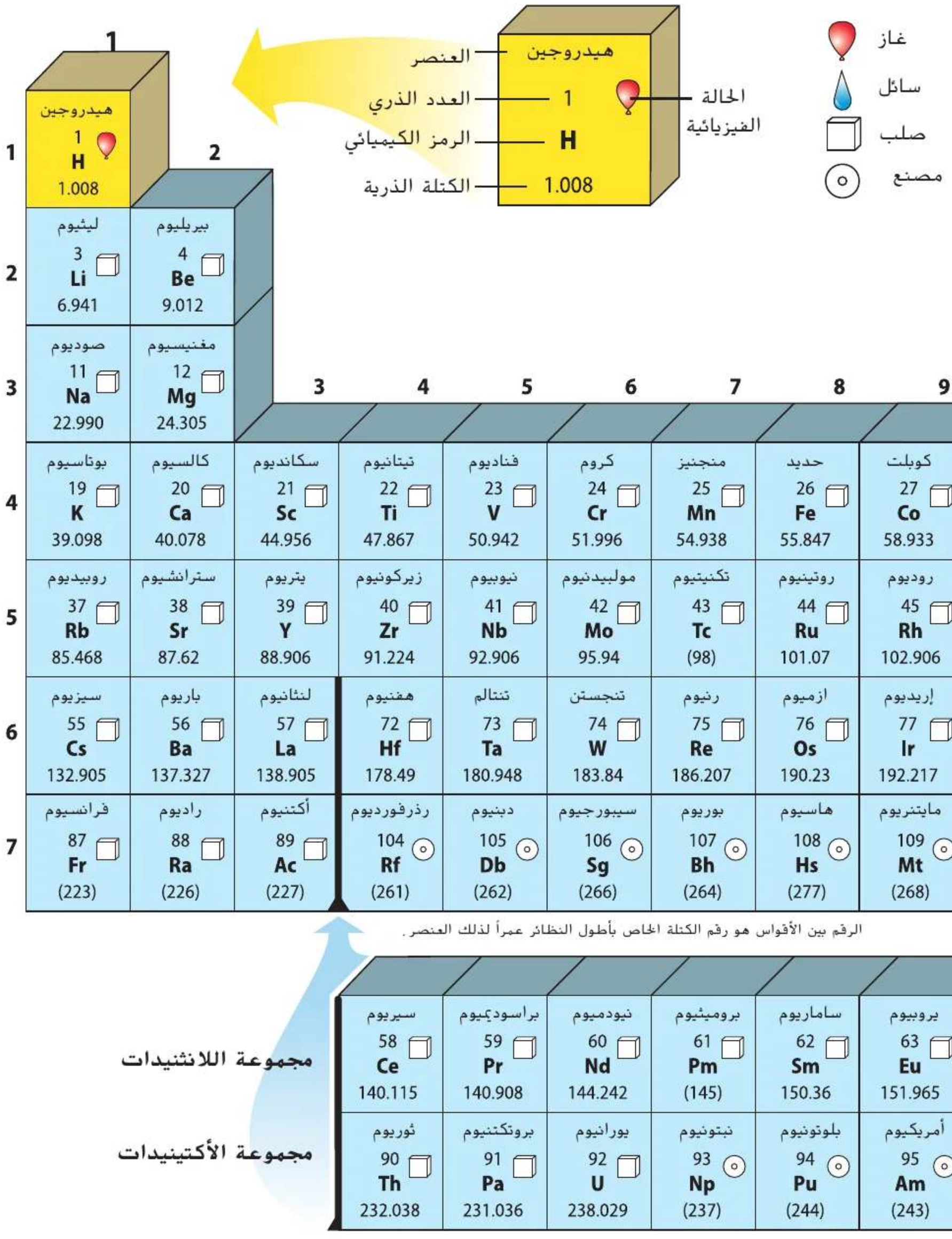
■ **الشكل 5**



* أسماء ورموز العناصر 113 و 115 و 117 و 118 مؤقتة. سوف يتم تحديد الأسماء النهائية عندما يتم التحقق من صحة اكتشافات العناصر .

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الجدول الدوري للعناصر



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر حل المشكلات

تحليل الاتجاهات

الفرانسيوم – هل هو صلب أم سائل أم غاز؟
اكتُشف الفرانسيوم عام 1939، لكن توقع مندليف وجوده في عام 1870. إنَّه العنصر الأقل استقرارًا من بين العناصر 101 الأولى؛ يبلغ عمر النصف للنظير الأكثر استقرارًا 22 دقيقة فقط! استعن بمعرفتك عن خواص الفلزات القلوية الأخرى للتنبؤ ببعض خواص الفرانسيوم.

بيانات الفلزات القلوية

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)	نصف القطر (pm)
الليثيوم	180.5	1342	152
الصوديوم	97.8	883	186
البوتاسيوم	63.4	759	227
الروبيديوم	39.30	688	248
السيزيوم	28.4	671	265
الفرانسيوم	?	?	?

التحليل

اعتمادًا على طريقة ديميتري مندليف لتوقع خواص العناصر التي لم تُكتشف بعد، استخدم المعلومات المتوفرة حول خواص الفلزات القلوية المعروفة لتبتكر طريقة تحدد من خلالها الخاصية المتوافقة للفرانسيوم.

التفكير الناقد

1. **ابتكر** نهجًا يعرض بوضوح اتجاهات جميع الخواص المتوفرة في هذا الجدول ويتيح لك استقراء قيمة للفرانسيوم، مع الاسترشاد بالقانون الدوري.
2. **توقّع** ما إذا كان الفرانسيوم صلبًا أم سائلًا أم غازيًا. كيف يمكنك دعم توقعك؟
3. **استدل** أي من أعمدة البيانات يمثل الخطأ الأكثر احتمالًا في التنبؤ، و فسّر ذلك.
4. **حدّد** لماذا لا يكفي إنتاج مليون من ذرات الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات، مثل الكثافة أو درجة الانصهار.

الفلزات الانتقالية الداخلية والفلزات الانتقالية تنقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية** و **فلزات انتقالية داخلية**. تقع مجموعتا الفلزات الانتقالية الداخلية اللتان تُعرفان باسم **سلسلة اللانثينيدات وسلسلة الأكتنيدات**، بطول الجزء السفلي للجدول الدوري. وتُشكِّل بقية العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 الفلزات الانتقالية. تُستخدم عناصر من سلسلة اللانثينيدات على نطاق واسع، مثل الفوسفور، وهو مادة تبعث ضوءًا عند اصطدامها بالإلكترونات. ويُستخدم الفلز الانتقالي التيتانيوم لما يتميز به من قوة وخِفة في الوزن في صنع إطارات الدراجات والنظارات.

الربط بعلم الأحياء **اللافلزات** تشغل اللافلزات الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري. وهي ممثلة بالمربعات الصفراء في **الشكل 5**. **واللافلزات** بشكل عام هي غازات أو أجسام صلبة هشة باهتة اللون. وهي موصلات رديئة للحرارة والكهرباء. واللافلز الوحيد الذي يكون سائلًا في درجة حرارة الغرفة هو البروم (Br). يُعدّ الأكسجين العنصر الأكثر توفرًا في جسم الإنسان ويُشكِّل 65% من كتلة الجسم.

تتألف المجموعة 17 من عناصر نشطة كيميائيًا يُطلق عليها **الهالوجينات**. وكما هو الحال مع عناصر المجموعة 1 والمجموعة 2، تكون الهالوجينات في الغالب جزءًا من مركبات. تُضاف المركبات التي تصنع من الفلور (F) إلى معجون الأسنان وماء الشرب للحماية من تسوس الأسنان. يُطلق على عناصر المجموعة 18 التي تتميز بأنها غير نشطة كيميائيًا. **الغازات النبيلة** وتُستخدم في أشعة الليزر ومجموعة متنوعة من المصابيح الضوئية واللافتات المضيئة بالنيون.

مؤسسة McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح

الشكل 6 أنشأ العلماء الذين يطورون تقنية الغواصات هذا الروبوت الذي يشبه السمكة ويسبح مثلها. الهيكل مصنوع من راتينجات سيليكونية تصبح لينة في الماء.

أشباه الفلزات يُطلق على العناصر الموجودة في مربعات خضراء على جانب الخط المتعرج في **الشكل 5** أشباه فلزات. تتمتع **أشباه الفلزات** بكل من الخواص الفيزيائية والكيميائية للفلزات واللافلزات. والسيليكون (Si) والجرمانيوم (Ge) عنصران مهمان من أشباه الفلزات ويُستخدمان على نطاق واسع في رقاقات الكمبيوتر والخلايا الشمسية. ويُستخدم السيليكون أيضًا في الجراحات التعويضية أو في التطبيقات المقاربة للواقع، كما هو موضح في **الشكل 6**.

القسم 1 مراجعة

ملخص القسم

- رُتبت العناصر في البداية تصاعديًا حسب الكتلة الذرية مما تسبب في حالات عدم الاتساق. وبعد ذلك، رُتبت تصاعديًا حسب العدد الذري.
- ينص القانون الدوري على أنه في حالة ترتيب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، يكون هناك تكرار دوري لخواصها الفيزيائية والكيميائية.
- يرتِّب الجدول الدوري العناصر إلى دورات (صفوف) ومجموعات أو عائلات (أعمدة)؛ وتُوضع العناصر ذات الخواص المتشابهة في المجموعة نفسها.
- تصنَّف العناصر إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.

1. **الفكرة الرئيسة صِف** تطور الجدول الدوري الحديث. واذكر المساهمات التي قدمها لافوازييه ونيولاندز ومنديليف وموزلي.
2. **ارسم** نسخة مبسّطة من الجدول الدوري وأشِر إلى مكان الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
3. **صِف** الخواص العامة للفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
4. **حدد** نوع كل عنصر مما يلي كعنصر رئيس أو عنصر انتقالي.
   a. الليثيوم (Li) **b.** البلاتين (Pt) **c.** البروميثيوم (Pm)
   d. الكربون (C)
5. **قارن** لكل عنصر مما يلي، اذكر عنصرين آخرين لهما خواص كيميائية مشابهة.
   a. اليود (I) **b.** الباريوم (Ba) **c.** الحديد (Fe)
6. **قارن** وفقًا للجدول الدوري، أي عنصرين لهما كتلتين ذريتين أقل من ضعف عددهما الذري؟
7. **فسِّر البيانات** تخطط شركة لصنع جهاز إلكتروني. وتحتاج إلى استخدام عنصر سلوكه الكيميائي يُشبه السيليكون (Si) والرصاص (Pb). ويجب أن تكون كتلته الذرية أكبر من الكبريت (S) وأقل من الكادميوم (Cd). استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 2

تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسة تُرتّب العناصر في مجموعات مختلفة في الجدول الدوري وفقًا للترتيب الإلكتروني.

الأسئلة الرئيسة

- لماذا تتشابه خواص العناصر الموجودة في المجموعة نفسها؟
- ما مجموعات الجدول الدوري الأربعة بناءً على الترتيب الإلكتروني؟

مفردات للمراجعة

إلكترونات التكافؤ valence electrons: الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الخارجي للذرة وتحدد الخواص الكيميائية للذرة.

الكيمياء في حياتك

رقم المنزل غير كافٍ لتوصيل الخطاب إلى العنوان الصحيح، بل يلزم توفير المزيد من المعلومات، مثل: اسم الشارع والمدينة والولاية لتوصيل الخطاب على الوجه الصحيح. وبالمثل، يتم التعرّف على العناصر الكيميائية وفقًا للتفاصيل المتاحة عن ترتيب إلكتروناتها.

ترتيب العناصر حسب ترتيبها الإلكتروني

سبق أن تعلمت أن الترتيب الإلكتروني يحدد الخواص الكيميائية للعنصر. قد تكون كتابة الترتيبات الإلكترونية باستخدام مخطط أوفباو عملًا مملًا. لكن لحسن الحظ، يمكنك تحديد الترتيب الإلكتروني للذرة وعدد إلكترونات التكافؤ فيها من موقعها في الجدول الدوري. يوجد الترتيب الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة 1 في **الجدول 3**. ويحتوي الترتيب الإلكتروني للعناصر الأربعة على إلكترون واحد فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

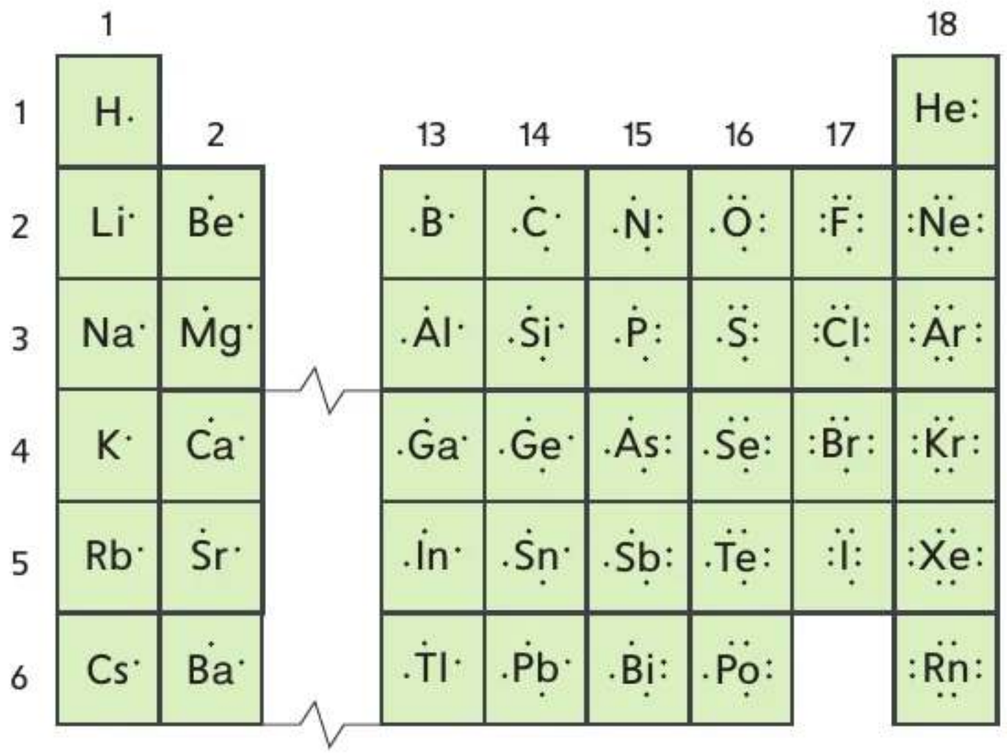
إلكترونات التكافؤ تذكر أن الإلكترونات الموجودة في أعلى مستوى طاقة رئيس للذرة تسمى إلكترونات التكافؤ. ويحتوي كل عنصر من عناصر المجموعة 1 على إلكترون واحد في أعلى مستوى طاقة له؛ ولهذا، يمتلك كل عنصر إلكترون تكافؤ واحدًا. وتتشابه عناصر المجموعة 1 في الخواص الكيميائية لأنها تحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. وتُعدّ هذه العلاقة من أهم العلاقات في الكيمياء؛ حيث تتشابه الذرات الموجودة في المجموعة نفسها في الخواص الكيميائية لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. يحتوي كل عنصر من عناصر المجموعة 1 على إلكترون تكافؤ واحد ويكون ترتيبه الإلكتروني s^1. في حين يكون الترتيب الإلكتروني لعناصر المجموعة 2 هو s^2. ولكل عمود في المجموعات 1 و2 ومن 13 إلى 18 في الجدول الدوري ترتيب إلكتروني خاص به.

إلكترونات التكافؤ والدورة يُشير مستوى الطاقة الذي به إلكترونات تكافؤ العنصر إلى الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، يوجد إلكترون تكافؤ الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني ويوجد الليثيوم في الدورة 2. انظر الآن إلى الجاليوم، الذي له ترتيب إلكتروني $[Ar]4s^23d^{10}4p^1$. توجد إلكترونات تكافؤ الجاليوم في مستوى الطاقة الرابع. ويوجد الجاليوم في الدورة الرابعة.

الجدول 3 الترتيب الإلكتروني لعناصر المجموعة 1

الدورة 1	الهيدروجين	$1s^1$	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم	$1s^22s^1$	$[He]2s^1$
الدورة 3	الصوديوم	$1s^22s^22p^63s^1$	$[Ne]3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$	$[Ar]4s^1$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



الشكل 7 يوضح الشكل الترميز النقطي للإلكترونات لمعظم العناصر الرئيسة.

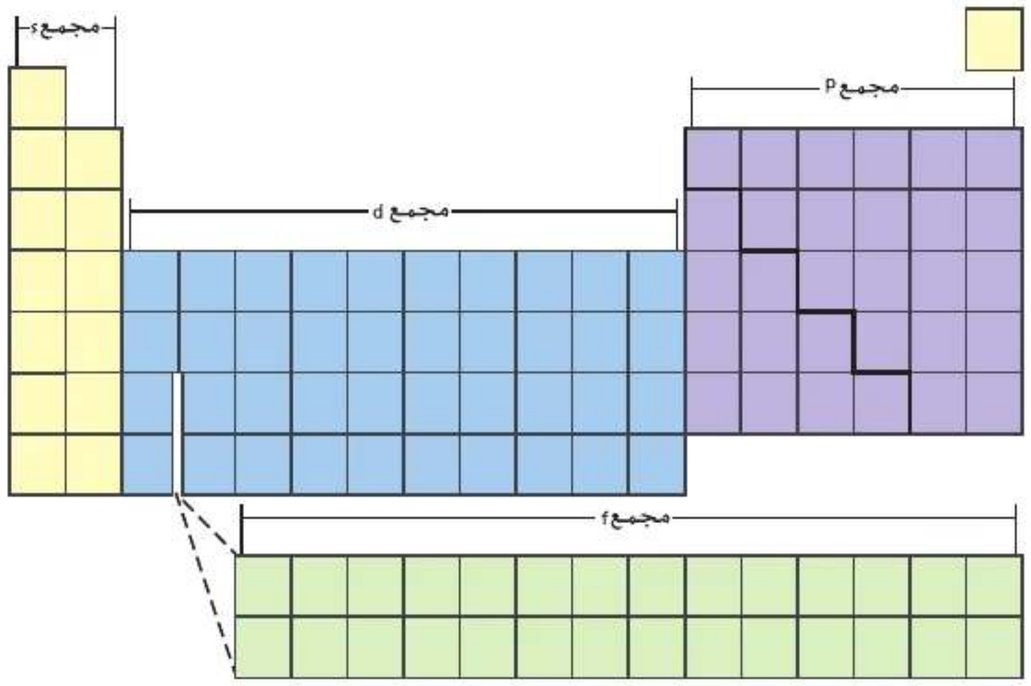
لاحظ كيف يختلف عدد إلكترونات التكافؤ داخل المجموعة؟

إلكترونات تكافؤ العناصر الرئيسة

عناصر المجموعة 1 لها إلكترون تكافؤ واحد. بينما عناصر المجموعة 2 لها إلكترونا تكافؤ. وعناصر المجموعة 13 لها ثلاثة إلكترونات تكافؤ وعناصر المجموعة 14 لها أربعة إلكترونات وهكذا. ولكل غاز من الغازات النبيلة في المجموعة 18 ثمانية إلكترونات تكافؤ باستثناء الهيليوم الذي له إلكترونا تكافؤ فقط. يوضح **الشكل 7** كيف يوضح الترميز النقطي للإلكترونات التي درسته سابقًا العلاقة بين رقم المجموعة وعدد إلكترونات التكافؤ. لاحظ أن عدد إلكترونات التكافؤ للعناصر الموجودة في المجموعات من 13 إلى 18 أقل من أرقام مجموعاتها بعشرة.

عناصر المجمعات s وp وd وf

للجدول الدوري أعمدة وصفوف بأحجام متنوعة. ويعود السبب في عدم انتظام شكل الجدول الدوري إلى أنه قسم إلى أقسام أو مجمعات تُمثل مستوى الطاقة الفرعي للذرة المملوء بإلكترونات التكافؤ. ونظرًا لوجود أربعة مستويات طاقة فرعية مختلفة (s وp وd وf)، يتم تقسيم الجدول الدوري إلى أربعة مجمعات مميزة كما هو موضح في **الشكل 8**.



الشكل 8 ينقسم الجدول الدوري إلى أربعة مجمعات هي s وp وd وf.

حلّل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة الفرعي وعدد الأعمدة في كل مجمع في الرسم التخطيطي؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 4 الترتيب الإلكتروني للغازات النبيلة

الدورة	مستوى الطاقة الرئيس	العنصر	الترتيب الإلكتروني
1	$n = 1$	الهيليوم	$1s^2$
2	$n = 2$	النيون	$[He]2s^2\ 2p^6$
3	$n = 3$	الأرجون	$[Ne]3s^2\ 3p^6$
4	$n = 4$	الكريبتون	$[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

عناصر المجمع s يتكوّن المجمع s من المجموعتين 1 و2 وعنصر الهيليوم. تكون أفلاك s لعناصر المجموعة 1 ممتلئة جزئيًا حيث تحتوى على إلكترون تكافؤ واحد وينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ s^1. وتكون أفلاك s لعناصر المجموعة 2 ممتلئة تمامًا حيث تحتوي على إلكتروني تكافؤ وترتيبها الإلكتروني ينتهي بـ s^2. ونظرًا لأن أفلاك s تتسع لإلكترونين بحد أقصى، فإن المجمع s يتكوّن من مجموعتين.

عناصر المجمع p بعد امتلاء المستوى الفرعي s، تشغل إلكترونات التكافؤ المستوى الفرعي p. يتكوّن المجمع p من المجموعات 13 حتى 18 وتحتوي على عناصر تكون فيها أفلاك p ممتلئة تمامًا أو ممتلئة جزئيًا. لا توجد عناصر من المجمع p في الدورة 1 نظرًا لأن المستوى الفرعي p غير موجود في مستوى الطاقة الرئيس الأول ($n = 1$). يُعدّ البورون (B) أول عناصر المجمع P في الدورة الثانية. ويضم المجمع p ست مجموعات لأن أفلاك p الثلاثة يمكنها استيعاب حتى ستة إلكترونات بحد أقصى. وعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) عناصر مميزة في المجمع p. وتتميز ذراتها بأنها مستقرة جدًا بحيث إنها لا تدخل تقريبًا في أي تفاعلات كيميائية. ويُوضّح **الجدول 4** الترتيبات الإلكترونية لأول أربعة عناصر من الغازات النبيلة. وفي هذه الحالة، تكون أفلاك s وp في مستوى الطاقة الرئيس للدورة ممتلئة تمامًا. يؤدى ترتيب الإلكترونات هذا إلى تركيب ذري مستقر بشكل استثنائي. ويضم المجمعان s وp معًا العناصر الرئيسة.

المفردات

مفردات أكاديمية

التركيب

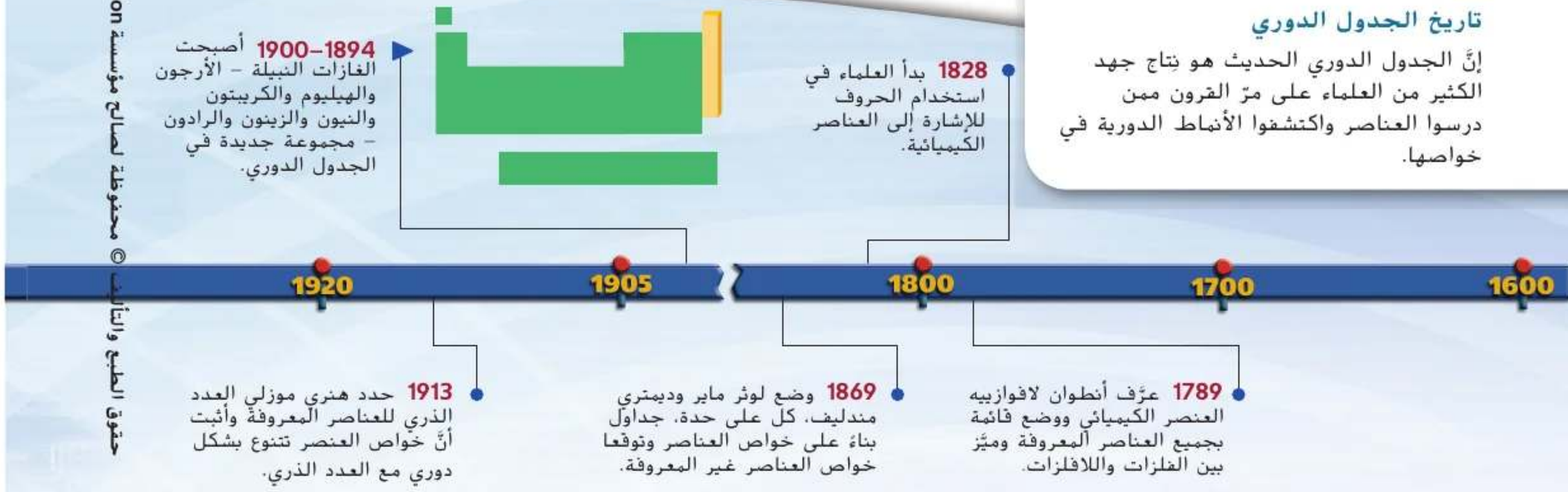
شيء ما يتألف من عناصر أو أجزاء مترابطة بصورة أو بأخرى

شارك الكثير من العلماء في اكتشاف تركيب الذرة.

■ **الشكل 9**

تاريخ الجدول الدوري

إنَّ الجدول الدوري الحديث هو نِتاج جهد الكثير من العلماء على مرّ القرون ممن درسوا العناصر واكتشفوا الأنماط الدورية في خواصها.



McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف

عناصر المجمعات d يحتوي المجمع d على الفلزات الانتقالية وهو أكبر المجمعات. على الرغم من وجود بعض الاستثناءات، تتميّز عناصر المجمع d عادةً بفلك s خارجي ممتلئ في مستوى الطاقة *n* وأفلاك d ممتلئة تمامًا أو جزئيًا في مستوى الطاقة n-1. ومع التحرك عبر الدورة، تملأ الإلكترونات أفلاك d. على سبيل المثال الترتيب الإلكتروني للسكانديوم (Sc)، وهو العنصر الأول في المجمع d، هو $[Ar]4s^23d^1$، في حين أن الترتيب الإلكتروني للتيتانيوم، العنصر التالي في الجدول، هو $[Ar]4s^23d^2$. لاحظ أن فلك s الخارجي الممتلئ للتيتانيوم يكون في مستوى الطاقة $n = 4$ في حين أن فلك d الممتلئ جزئيًا يكون في مستوى الطاقة $n = 3$. تعلمت سابقًا أنَّ مبدأ أوفباو ينص على أن فلك 4s له مستوى طاقة أقل من فلك 3d. ولهذا، يتم ملء فلك 4s قبل فلك 3d. يمكن أن تستوعب أفلاك d الخمسة إجمالي عشرة إلكترونات؛ ولهذا فإن المجمع d يمتد عبر عشر مجموعات في الجدول الدوري.

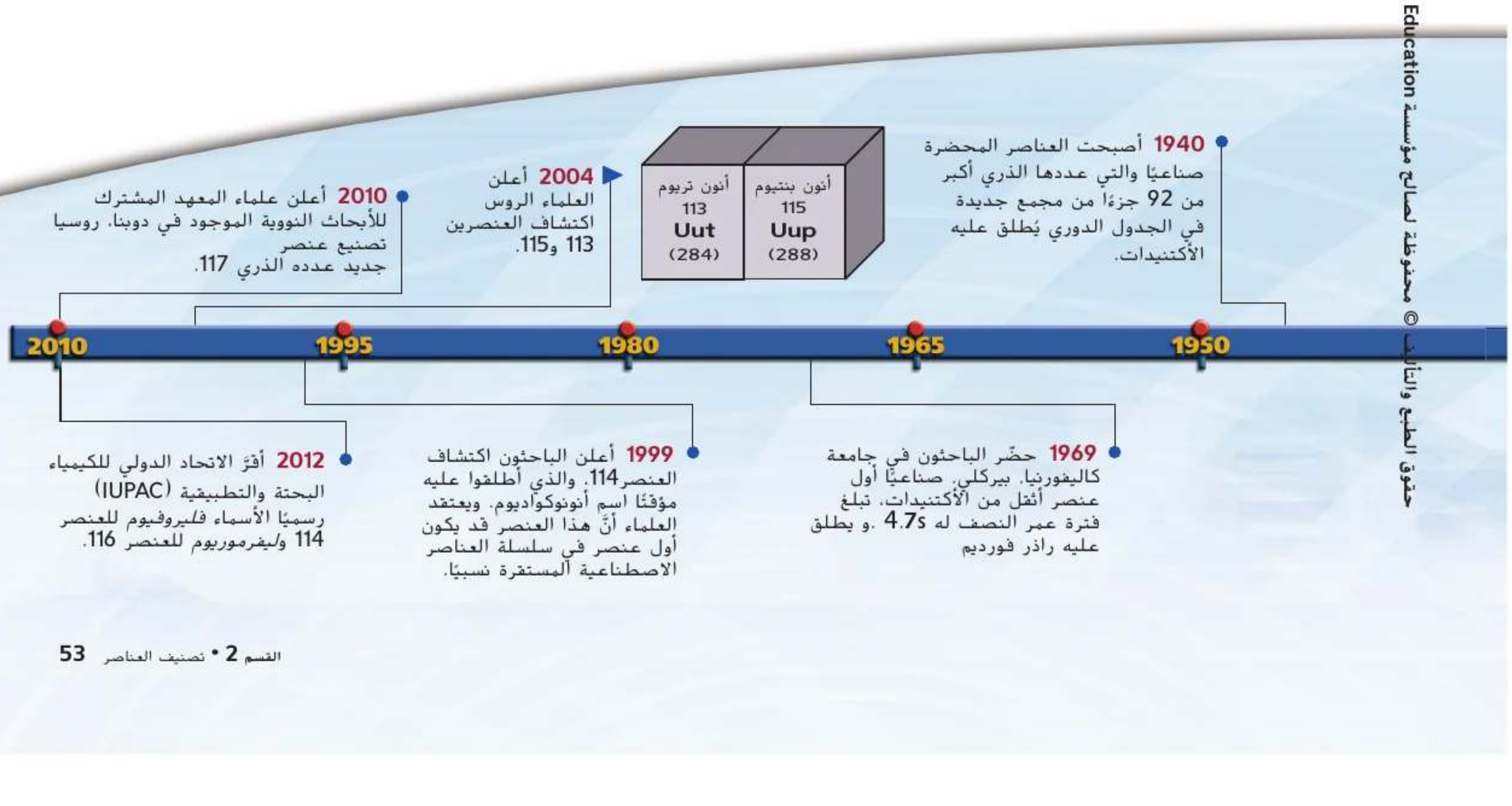
عناصر المجمعات f يحتوي المجمع f على الفلزات الانتقالية الداخلية. وتتميز عناصرها بفلك خارجي s ممتلئ تمامًا أو جزئيًا وأفلاك 4f و5f ممتلئة تمامًا أو جزئيًا. لا تملأ إلكترونات المستوى الفرعي f أفلاكها بطريقة يمكن توقعها. ونظرًا لوجود سبعة أفلاك f تحمل حتى 14 إلكترونًا كحد أقصى، يمتد f عبر 14 عمودًا في الجدول الدوري.

ولهذا، تحدد الأفلاك s وp وd وf شكل الجدول الدوري. وبالانتقال إلى أسفل خلال الدورات، يزداد مستوى الطاقة الرئيس، وكذلك عدد الأفلاك التي تحتوي على الإلكترونات. لاحظ أنَّ الدورة 1 تحتوي على عناصر المجمع s فقط وتحتوي الدورتان 2 و 3 على عناصر المجمع s وp وتحتوي الدورتان 4 و 5 على عناصر المجمع s و p و d وتحتوي الدورتان 6 و7 على عناصر المجمع s و p و d و f.

استغرق تطوير الجدول الدوري سنوات عديدة ولا يزال مشروعًا مستمرًا حيث تم تحضير عناصر جديدة بطريقة صناعية. راجع **الشكل 9** لمعرفة المزيد عن تاريخ الجدول الدوري ومجهود الكثير من العلماء الذين ساهموا في تطويره.

التأكد من فهم النص **لخص** طريقة تحديد كل مجمع من المجمعات الجدول الدوري.

McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف



مثال 1

الترتيب الإلكتروني والجدول الدوري الترتيب الإلكتروني للسترونشيوم، الذي يُستخدم لصُنع الألعاب النارية الحمراء هو $[Kr]5s^2$ دون استخدام الجدول الدوري، حدد المجموعة والدورة والمجمع الخاصة بالسترونشيوم.

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر السترونشيوم.

المعلوم

الترتيب الإلكتروني = $[Kr]5s^2$

المجهول

المجموعة = ؟

الدورة = ؟

المجمع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أنَّ إلكترونات التكافؤ لعنصر السترونشيوم تملأ المستوى الفرعي s. ولهذا يوجد عنصر السترونشيوم في المجموعة 2 للمجمع s.

بالنسبة إلى العناصر الرئيسة، يمكن أن تُشير إلكترونات التكافؤ إلى رقم المجموعة.

تُشير 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر السترونشيوم في **الدورة** 5.

يُشير مستوى الطاقة الأعلى إلى رقم الدورة.

3 تقييم الإجابة

تم تطبيق العلاقات بين الترتيب الإلكتروني والموقع في الجدول الدوري تطبيقًا صحيحًا.

تطبيقات

8. دون استخدام الجدول الدوري، حدد المجموعة والدورة والمجمع لذرة لها الترتيب الإلكتروني التالي:
   a. $[Ne]3s^2$ b. $[He]2s^2$ c. $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$
9. ما رموز العناصر التي لها ترتيبات إلكترونات التكافؤ التالية؟
   a. s^2d^1 b. s^2p^3 c. s^2p^6
10. **تحفيز** اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:
    a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة
    b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة
    c. غاز نبيل في الدورة الخامسة
    d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية

القسم 2 مراجعة

ملخص القسم

- للجدول الدوري أربعة مجمعات (s و p و d و f).
- تتشابه الخواص الكيميائية للعناصر داخل المجموعة نفسها.
- رقم المجموعة للعناصر في المجموعتين 1 و2 يساوي عدد إلكترونات تكافؤ العنصر.
- مستوى الطاقة الذي توجد فيه إلكترونات تكافؤ الذرة يساوي رقم الدورة التي توجد بها الذرة.

11. **الفكرة الرئيسة اشرح** ما الذي يحدد المجمعات في الجدول الدوري.
12. **حدد** المجمع الجدول الدوري التي تنتمي إليها العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية التالية:
    a. s^2p^4 b. s^1 c. s^2d^1 d. s^2p^1
13. **استدل** عنصر الزينون غاز خامل يُستخدم في الأضواء الساطعة وهو موصل رديء للحرارة والكهرباء. هل تتوقع أن يكون الزينون فلزًا أم لافلزًا أم شبه فلز؟ أين موقعه في الجدول الدوري؟ فسّر إجابتك.
14. **فسّر** لماذا تتشابه الخواص الكيميائية للعناصر داخل المجموعة نفسها.
15. **نمذج** ارسم مخططًا مبسطًا للجدول الدوري ووضح عليه المجمعات s و p و d و f.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

القسم 3

الاتجاهات الدورية

الفكرة الرئيسة تشمل الاتجاهات لعناصر الجدول الدوري أحجامها وقدرتها على فقد الإلكترونات أو جذبها.

الأسئلة الرئيسة

- ما اتجاهات الخواص المختلفة في المجموعات والدورات؟
- كيف ترتبط اتجاهات المجموعات والدورات بالنسبة إلى أنصاف الأقطار الذرية بالترتيب الإلكتروني؟

مفردات للمراجعة

مستوى الطاقة الرئيس principal energy level: مستوى الطاقة الرئيس للذرة.

مفردات جديدة

أيون ion
طاقة التأين ionization energy
قاعدة الثمانية octet rule
السالبية الكهربائية electronegativity

الكيمياء في حياتك

التقويم أداة مفيدة لتتبع الأنشطة. حيث يتكرر نمط الأيام، من الأحد إلى السبت، أسبوعًا تلو الآخر. فإذا أدرجت نشاطًا لعدة أسابيع مقبلة، فسيمكنك من خلال اسم يوم الأسبوع معرفة ما قد يحدث في هذا اليوم. وبالطريقة نفسها، يخبرنا تنظيم الجدول الدوري بسلوك الكثير من العناصر.

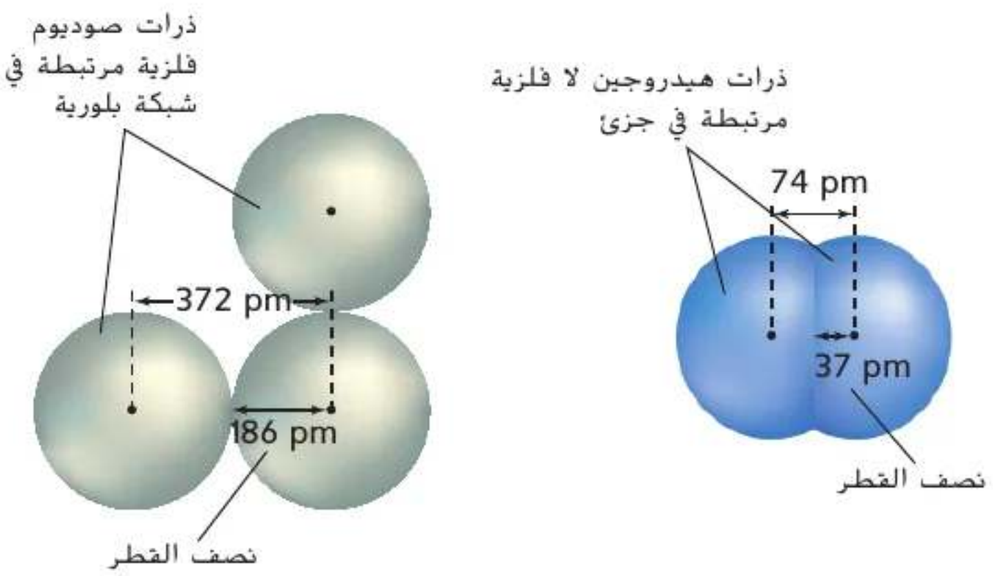
نصف القطر الذري

تتغير الكثير من خواص العناصر بطريقة يمكن توقعها، وهو ما يعرف باسم الاتجاه. أثناء الانتقال عبر دورة أو إلى أسفل خلال أي مجموعة. ويعد الحجم الذري أحد الخواص التي لها اتجاه دوري. وتتأثر أحجام الذرات بالترتيب الإلكتروني.

تذكّر أنَّ السحابة الإلكترونية التي تحيط بأي نواة ليس لها حافة محددة بوضوح. يُعرَّف الحد الخارجي للسحابة الإلكترونية بأنه السطح الكروي الذي تصل احتمالية وجود إلكترون بداخله إلى 90%. لكن لا يوجد هذا السطح بطريقة مادية كما في السطح الخارجي لكرة الجولف. ويحدد الحجم الذري بمدى قرب الذرة من ذرة مجاورة. ونظرًا لأن طبيعة الذرة المجاورة قد تختلف من مادة إلى أخرى، فقد يختلف حجم الذرة نفسها بعض الشيء من مادة إلى أخرى.

بالنسبة إلى الفلزات، مثل: الصوديوم، يُعرَّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين نواتين متجاورتين في الشكل البلوري للعنصر كما هو موضح في **الشكل 10**. بالنسبة إلى العناصر التي توجد عادةً في صورة جزيئات، مثل الكثير من اللافلزات، يُعرَّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين كيميائيًا معًا. ويوضح **الشكل 10** نصف القطر الذري لجزيء الهيدروجين اللافلزي ثنائي الذرة (H_2).

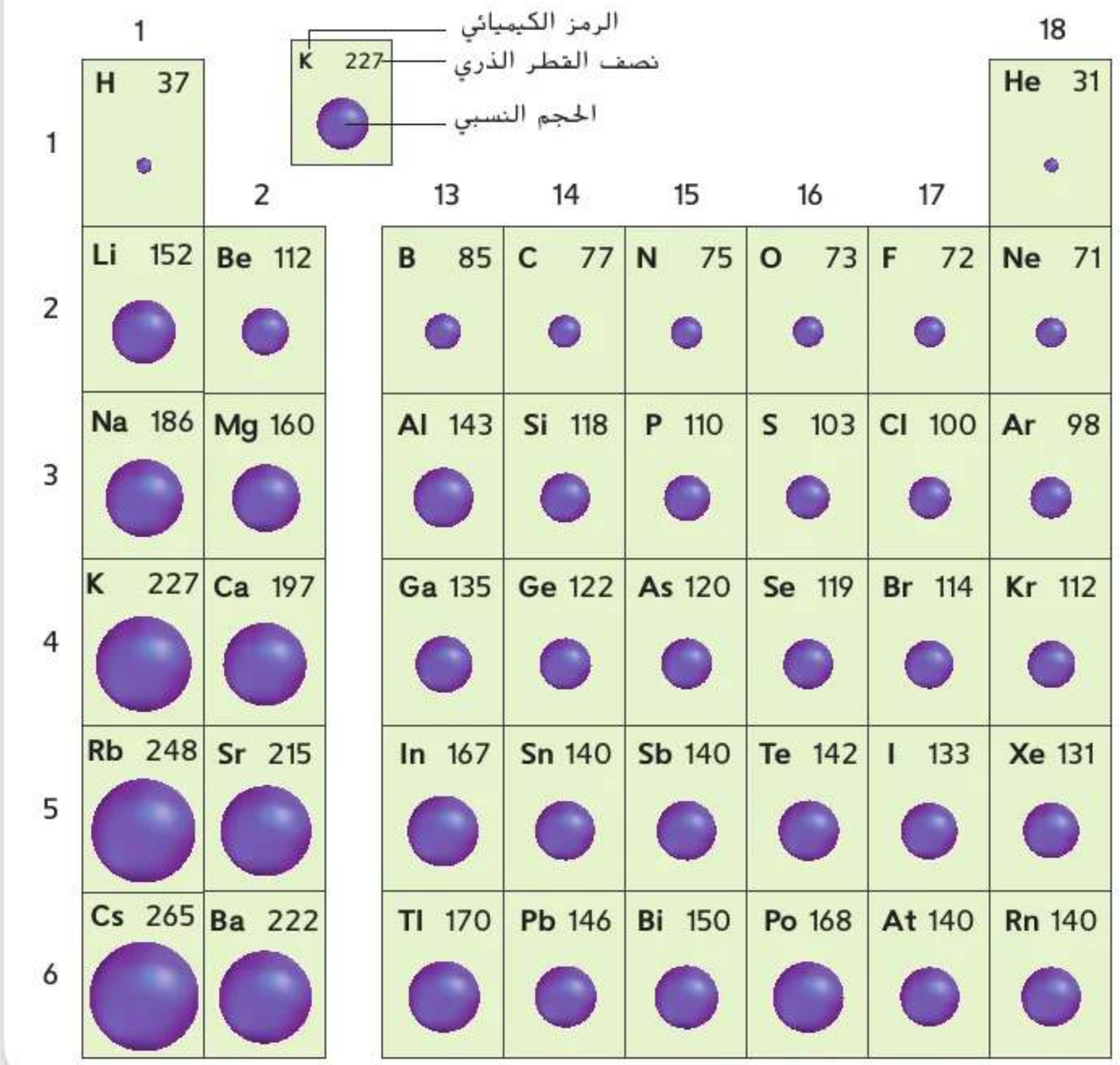
الشكل 10 تعتمد أنصاف الأقطار الذرية على نوع الروابط التي تشكلها الذرات.



نصف قطر ذرة الفلز هو نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين في البلورة.

يتم تحديد نصف قطر الذرة اللافلزية في الغالب من جزيء به ذرتين متماثلتين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



الشكل 11 تختلف أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الرئيسة، المتوفرة بالبيكو متر(10^{-12}m). عندما تنتقل من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى الأسفل عبر المجموعة.

استدل لماذا تزيد أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال إلى الأسفل عبر المجموعة.

الاتجاهات خلال الدورات بوجه عام، تقل أنصاف الأقطار الذرية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. ويحدث هذا الاتجاه الموضح في **الشكل 11** بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة إلى جانب حقيقة أن مستوى الطاقة الرئيس يظل ثابتًا خلال أي دورة. ويزيد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بمقدار بروتون وإلكترون واحد عن العنصر السابق له وتتم إضافة كل إلكترون إضافي إلى الأفلاك المتوافقة مع مستوى الطاقة الرئيس نفسه. وبالانتقال عبر الدورة، لا تظهر أي إلكترونات إضافية بين إلكترونات التكافؤ والنواة. ولهذا، تكون إلكترونات التكافؤ غير محمية من شحنة النواة المتزايدة التي تعمل بدورها على سحب الإلكترونات الخارجية لتقربها إلى النواة.

التأكد من فهم النص **ناقش** حقيقة كيف أن بقاء مستوى الطاقة الرئيس خلال أي دورة دون تغيير يفسّر التناقص في أنصاف الأقطار الذرية عبر أي دورة.

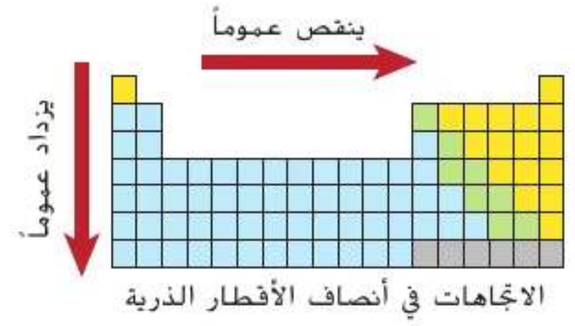
الاتجاهات خلال المجموعات بشكل عام تزداد أنصاف الأقطار الذرية مع الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. وتزيد شحنة النواة وتتم إضافة الإلكترونات إلى الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى على التوالي. ومع ذلك، لا تسحب شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل الذرة أصغر.

وبالانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الفلك الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس؛ ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجمًا. وزيادة حجم الفلك تعني أنَّ الإلكترونات الخارجية ستكون أبعد عن النواة. ويقلل ازدياد المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. بالإضافة إلى ذلك، فإنه مع وجود أفلاك إضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية، تعمل هذه الإلكترونات على حماية الإلكترونات الخارجية من النواة. يُلخّص **الشكل** 12 اتجاهات المجموعات والدورات.

المطويات

ضمّن مطويتك معلومات من هذا القسم.

الشكل 12 تقل أنصاف الأقطار الذرية بشكل عام مع الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتزيد عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.



الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 2

تفسير الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية أي مما يلي له أكبر نصف قطر ذري: الكربون (C) أم الفلور (F) أم البيريليوم (Be) أم الليثيوم (Li)؟ أجب دون الرجوع إلى **الشكل 11.** اشرح إجابتك حسب الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية.

1 تحليل المسألة

لديك أربعة عناصر. أولًا، حدد المجموعات والدورات التي توجد فيها العناصر. ثم طبّق الاتجاهات العامة في أنصاف الأقطار الذرية لتحديد العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري.

2 إيجاد القيمة المجهولة

حدد الدورات.

من الجدول الدوري، نجد أن جميع العناصر موجودة في الدورة 2.

ترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة هو: Li وBe وC وF.

طبّق اتجاه أنصاف الأقطار المتناقصة عبر الدورة.

العنصر الأول في الدورة 2 وهو الليثيوم له أكبر نصف قطر.

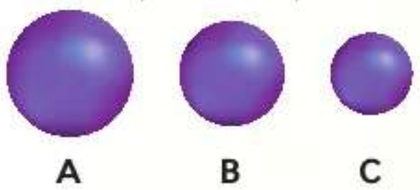
3 تقييم الإجابة

تم تطبيق اتجاه الدورة في أنصاف الأقطار الذرية على الوجه الصحيح. وبمراجعة قيم أنصاف الأقطار في **الشكل 11** نتحقق من الإجابة.

تطبيقات

أجِب عن الأسئلة التالية باستخدام معرفتك باتجاهات المجموعات والدورات في أنصاف الأقطار الذرية. لا تستخدم قيم أنصاف الأقطار الذرية في الشكل 11 للإجابة عن الأسئلة.

16. أي العناصر التالية له أكبر نصف قطر ذري: المغنيسيوم (Mg) أم السيليكون (Si) أم الكبريت (S) أم الصوديوم (Na)؟ وما الأصغر قطرًا؟



17. يُظهِر الشكل على اليسار الهيليوم والكريبتون والرادون. أيها يمثل الكريبتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟

18. إذا كان لديك عنصران غير معروفين، فهل يمكنك تحديد أيهما نصف قطره أكبر إذا علمت فقط أنَّ العدد الذري لأحد العنصرين أكبر من الآخر بمقدار **20**؟ فسّر إجابتك.

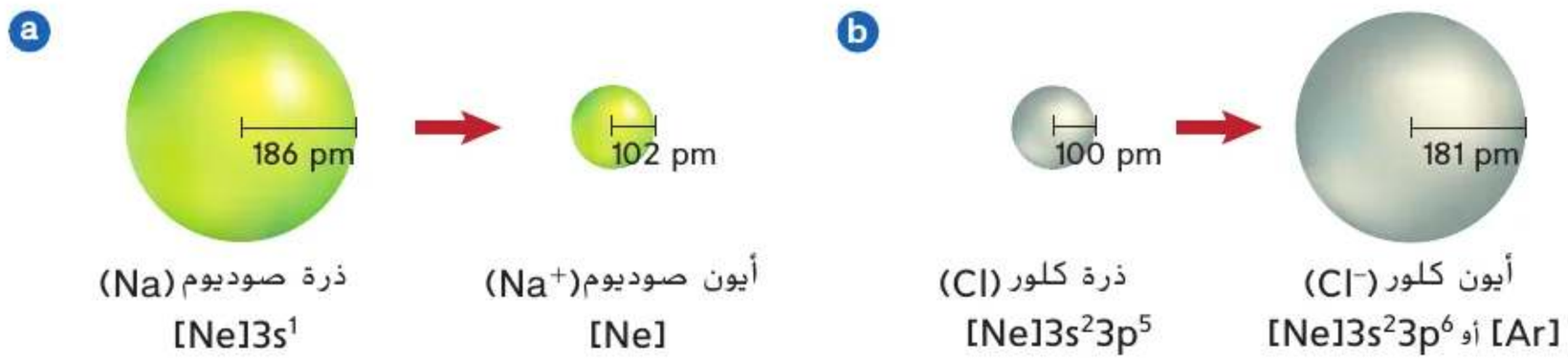
19. **تحدي** حدد أي العنصرين في كل زوج له نصف قطر ذري أكبر:
    a. العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 18
    b. العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 16
    c. العنصر في الدورة 3 والمجموعة 14؛ أو العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15
    d. العنصر في الدورة 4 والمجموعة 18؛ أو العنصر في الدورة 2 والمجموعة 16

نصف القطر الأيوني

يمكن أن تكتسب الذرات أو تفقد إلكترونًا واحدًا أو أكثر لتكوّن أيونات. ونظرًا لأن الإلكترونات سالبة الشحنة، فإن الذرات التي تكتسب الإلكترونات أو تفقدها تصبح ذات شحنة. ولهذا فإن **الأيون** عبارة عن ذرة أو مجموعة مترابطة من الذرات موجبة أو سالبة الشحنة. ستتعرّف على الأيونات لاحقًا. أما الآن، ففكر في كيفية تأثير تكوّن الأيون في حجم الذرة.

عندما تفقد الذرات إلكترونات وتكوّن أيونات موجبة الشحنة، تُصبح أصغر حجمًا. والسبب ذو شقين؛ أولهما أن الإلكترون الذي تفقده الذرة يكون غالبًا إلكترون تكافؤ والذي قد يؤدي فقده إلى فراغ الفلك الخارجي تمامًا مما يقلل نصف القطر. ثانيًا يقل التنافر الإلكتروستاتيكي بين الإلكترونات المتبقية والتي أصبحت أقل حاليًا. ونتيجة لذلك، يزداد تأثير شحنة النواة في الإلكترونات المتبقية وتسحبها بالقرب من النواة موجبة الشحنة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 13** يختلف حجم الذرات اختلافًا كبيرًا عندما تكوّن أيونات.
a. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.
b. الأيونات السالبة أكبر من الذرات المتعادلة المكوّنة لها.

المطويات®
ضمّن مطويتك معلومات من هذا القسم.

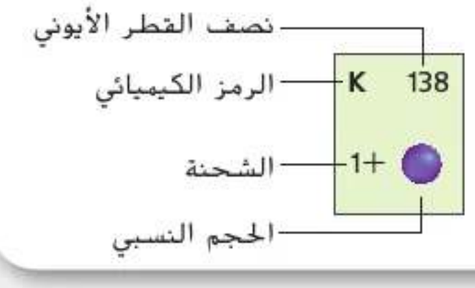
عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكوّن أيونات سالبة الشحنة، تُصبح أكبر حجمًا. وتؤدى إضافة إلكترون إلى الذرة إلى زيادة التنافر الإلكتروستاتيكى بين الإلكترونات الخارجية للذرة بحيث ترغمها على التحرك أبعد. وتؤدي زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية إلى زيادة نصف القطر.

يوضح **الشكل** 13a كيف يتناقص نصف قطر الصوديوم عندما تكوّن ذرات الصوديوم أيونات موجبة في حين يوضح **الشكل** 13b كيف يتزايد نصف قطر الكلور عندما تكوّن ذرات الكلور أيونات سالبة.

الاتجاهات عبر الدورات أنصاف الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة موضحة في **الشكل** 14. لاحظ أن العناصر الموجودة يسار الجدول تكوّن أيونات موجبة صغيرة في حين تكوّن العناصر الموجودة يمين الجدول أيونات سالبة كبيرة. وبوجه عام، عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، يقل حجم الأيونات الموجبة تدريجيًا. ثم بدايةً من المجموعة 15 أو 16 يتناقص أيضًا حجم الأيونات السالبة الأكبر حجمًا تدريجيًا.

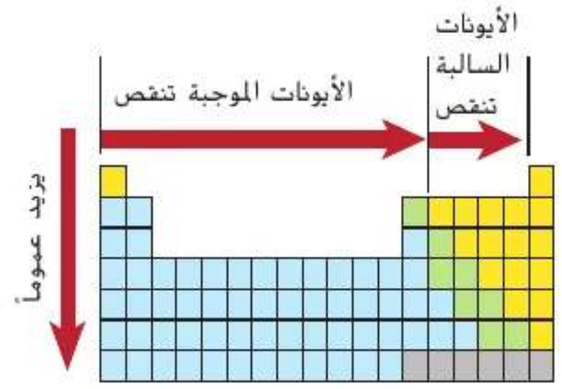
■ **الشكل 14** يوضّح أنصاف الأقطار الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة بالبيكومترات $(10^{-12}m)$.
فسّر لماذا تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

دورة	1	2	13	14	15	16	17
2	Li 76 — 1+	Be 31 — 2+	B 20 — 3+	C 15 — 4+	N 146 — 3−	O 140 — 2−	F 133 — 1−
3	Na 102 — 1+	Mg 72 — 2+	Al 54 — 3+	Si 41 — 4+	P 212 — 3−	S 184 — 2−	Cl 181 — 1−
4	K 138 — 1+	Ca 100 — 2+	Ga 62 — 3+	Ge 53 — 4+	As 222 — 3−	Se 198 — 2−	Br 196 — 1−
5	Rb 152 — 1+	Sr 118 — 2+	In 81 — 3+	Sn 71 — 4+	Sb 62 — 5+	Te 221 — 2−	I 220 — 1−
6	Cs 167 — 1+	Ba 135 — 2+	Tl 95 — 3+	Pb 84 — 4+	Bi 74 — 5+		



McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الاتجاهات عبر المجموعات عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، تشغل الإلكترونات الخارجية للأيون الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى، مما يؤدي إلى زيادة تدريجية في حجم الأيون. ومن ثَمّ تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. تُلخّص اتجاهات المجموعات والدورات في أنصاف الأقطار الأيونية في **الشكل 15.**



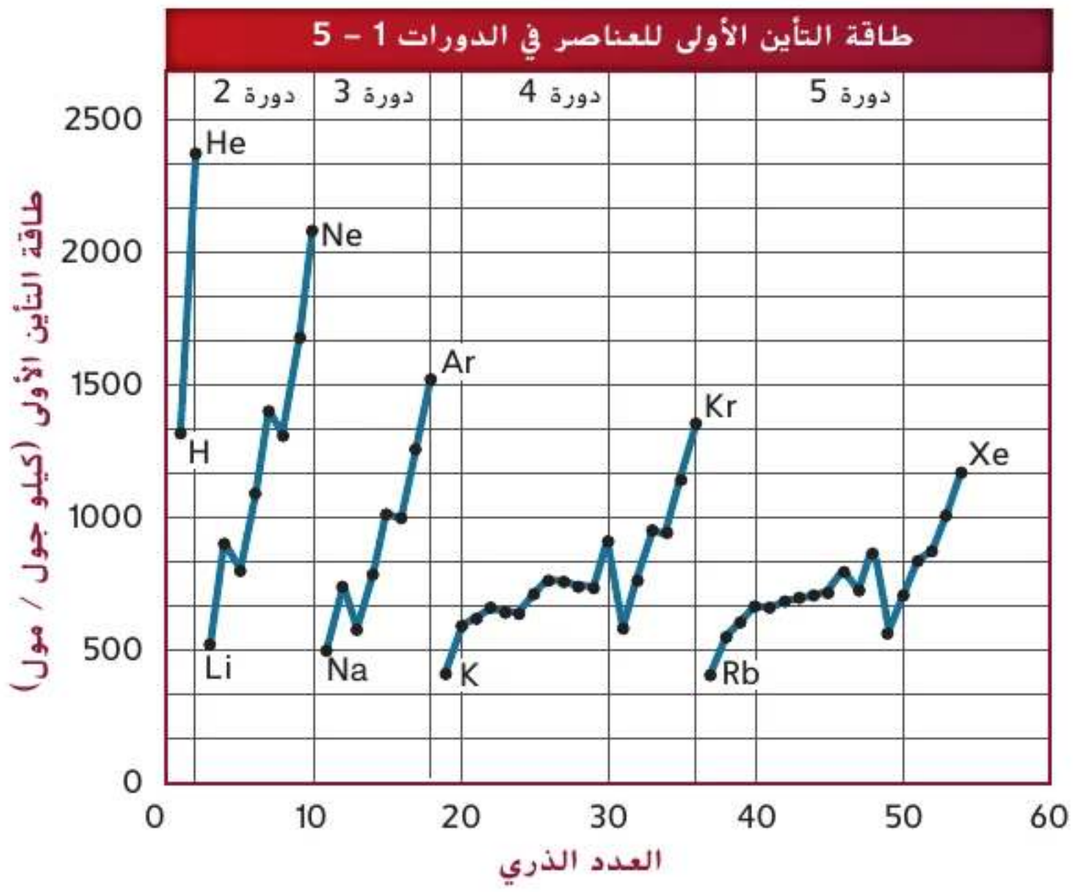
■ **الشكل 15** يُلخص الرسم التخطيطي الاتجاهات العامة في أنصاف الأقطار الأيونية.

طاقة التأين

لتكوين أيون موجب، يجب إزالة إلكترون من الذرة المتعادلة، ويتطلب ذلك توفر طاقة. ونحتاج إلى هذه الطاقة للتغلب على قوة التجاذب بين الشحنة الموجبة للنواة والشحنة السالبة للإلكترون. تُعرَّف **طاقة التأين** بأنها الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. على سبيل المثال، يلزم طاقة قدرها $8.64x10^{-19}$ جول لإزالة إلكترون من ذرة ليثيوم في الحالة الغازية. يُطلق على الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الخارجي الأول من أي ذرة طاقة التأين الأولى. وطاقة التأين الأولى لليثيوم تساوي $8.64x10^{-19}$ جول. ينتج عن فقد الإلكترون تكوّن أيون Li^+. وطاقات التأين الأولى للعناصر في الدورات من 1 إلى 5 موضحة في الرسم البياني في **الشكل 16.**

☑ **التأكد من فهم النص** **عرّف** طاقة التأين.

فكّر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسُّك نواة الذرة بإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بإلكتروناتها بقوة. ومن ثَمّ تقل احتمالية أن تكوّن الذرات التي لها قيم طاقة تأين عالية أيونات موجبة. وبالمثل، تُشير قيمة طاقة التأين المنخفضة إلى أن الذرة تفقد الإلكترون الخارجي بسهولة، لذا يحتمل أن تكوّن مثل هذه الذرات أيونات موجبة. فعلى سبيل المثال لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية لأنه يُستخدم في صناعة بطاريات الكمبيوتر الاحتياطية المعتمدة على أيون الليثيوم حيث تؤدي سهولة فقد الإلكترونات إلى مساعدة البطارية في توفير كمية كبيرة من الطاقة الكهربائية بسرعة.



■ **الشكل 16** طاقات التأين الأولى للعناصر في الدورات من **1** إلى **5** موضحة كدالة للعدد الذري.

☑ **التأكد من فهم الرسم البياني**
صف الاتجاه في طاقات التأين الأولى خلال أي مجموعة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 5 طاقات التأين المتتالية لعناصر الدورة 2

العنصر	إلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)*							
		الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة	الثامنة	التاسعة
Li	1	520	7300	11,810						
Be	2	900	1760	14,850	21,010					
B	3	800	2430	3660	25,020	32,820				
C	4	1090	2350	4620	6220	37,830	47,280			
N	5	1400	2860	4580	7480	9440	53,270	64,360		
O	6	1310	3390	5300	7470	10,980	13,330	71,870	84,080	
F	7	1680	3370	6050	8410	11,020	15,160	17,870	92,040	106,430
Ne	8	2080	3950	6120	9370	12,180	15,240	20,000	23,070	115,380

*mol هو اختصار للمول وهو كمية المادة.

تمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة على الرسم البياني في **الشكل 16** العناصر الموجودة في الدورة. طاقات التأين لفلزات المجموعة 1 منخفضة. ولذا يحتمل أن تكوّن فلزات المجموعة 1(Li وNa وK وRb) أيونات موجبة. وطاقات تأين عناصر المجموعة 18 (He وNe وAr وKr وXe) مرتفعة، لذا لا تكوّن أيونات. ويقلل الترتيب الإلكتروني المستقر لغازات المجموعة 18 من تفاعلها الكيميائي بشكلٍ كبير.

إزالة أكثر من إلكترون بعد إزالة الإلكترون الأول من الذرة، يمكن إزالة إلكترونات إضافية. يُطلق على كمية الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون ثانٍ من أيون +1 طاقة التأين الثانية ويُطلق على كمية الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون ثالث من أيون +2 طاقة التأين الثالثة، وهكذا. ويوضح **الجدول 5** طاقات التأين من الأولى إلى التاسعة لعناصر الدورة 2.

بمراجعة **الجدول 5** من اليمين إلى اليسار، ستعرف أن الطاقة اللازمة لكل عملية تأين تالية تزيد دومًا، لكن زيادة الطاقة لا يحدث بشكل منتظم. لاحظ أنه لكل عنصر، تزداد الطاقة اللازمة لعملية تأين معينة بشكل كبير. فعلى سبيل المثال، طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ/mol) أكبر بكثير من طاقة التأين الأولى (520 kJ/mol). ويعني هذا أنه يحتمل أن تفقد ذرة الليثيوم إلكترون التكافؤ الأول لها لكن لا يُحتمل أن تفقد الإلكترون الثاني.

التأكد من فهم النص **استدل** على عدد الإلكترونات التي يحتمل أن تفقدها ذرة الكربون.

إذا فحصت الجدول، ستلاحظ أن التأين الذي يحدث فيه الزيادة الكبيرة في الطاقة مرتبط بعدد إلكترونات تكافؤ الذرة. فالليثيوم له إلكترون تكافؤ واحد وتحدث الزيادة بعد طاقة التأين الأولى. ويُشكل الليثيوم أيون الليثيوم +1 الشائع بسهولة لكن لا يحتمل أن يُشكل أيون الليثيوم +2. تُبيّن الزيادة في طاقة التأين أن الذرات تتمسك بإلكتروناتها الأساسية الداخلية بقوة شديدة تفوق تمسكها بإلكترونات التكافؤ.

الكيمياء في الحياة اليومية

طاقة التأين

الغوص يمكن أن يُسبب الضغط المتزايد الذي يتعرّض له الغواصون في أعماق المياه دخول كميات كبيرة من الأكسجين إلى الدم مما يؤدي إلى حالة من التشوش والغثيان. لتجنّب ذلك، يستخدم الغواصون أحيانًا خليطًا من غاز يُطلق عليه ***هيليوكس***—أكسجين مخفف بالهيليوم. حيث تضمن طاقة التأين المرتفعة للهيليوم أنه لن يتفاعل كيميائيًا في مجرى الدم.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الاتجاهات عبر الدورات كما هو موضح في **الشكل 16** ووفقًا للقيم الواردة في **الجدول 5**، تزيد طاقات التأين الأولى بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. وتؤدي زيادة شحنة النواة لكل عنصر تالٍ زيادة التمسك بإلكترونات التكافؤ.

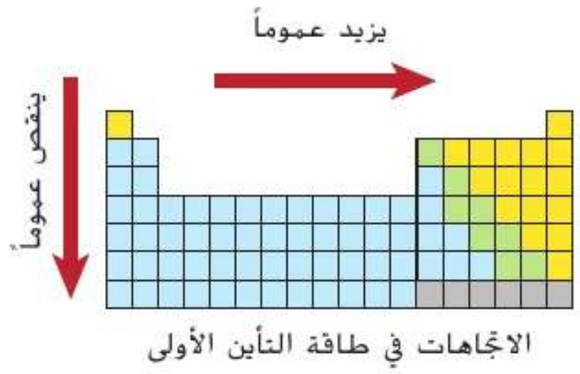
الاتجاهات عبر المجموعات تقل طاقات التأين الأولى بشكل عام عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. ويحدث هذا التناقص في الطاقة بسبب زيادة الحجم الذري عند الانتقال إلى أسفل عبر المجموعة. وتقل الطاقة اللازمة لإبعاد إلكترونات التكافؤ عن النواة. يُلخِّص **الشكل 17** اتجاهات المجموعات والدورات في طاقات التأين الأولى.

قاعدة الثمانية عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لها لتكوّن أيون صوديوم +1، يتغير الترتيب الإلكتروني لها كما هو موضح أدناه.

ذرة الصوديوم $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ أيون الصوديوم $1s^2 2s^2 2p^6$

لاحظ أن الترتيب الإلكتروني لأيون الصوديوم يشبه النيون $(1s^2 2s^2 2p^6)$، وهو أحد الغازات النبيلة. وتؤدي هذه الملاحظة إلى أحد أهم المبادئ في الكيمياء وهو قاعدة الثمانية. تنص **قاعدة الثمانية** على أن الذرات تميل إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدها أو المشاركة بها للحصول على مجموعة كاملة بها ثمانية إلكترونات تكافؤ. ويؤكد هذا ما تعلمته سابقًا وهو أنّ الترتيب الإلكتروني لأفلاك s وp الممتلئة لمستوى الطاقة نفسه (الذي يتكون من ثمانية إلكترونات تكافؤ) يكون مستقرًا بشكل كبير. لاحظ أن عناصر الدورة الأولى مستثناة من هذه القاعدة لأنها مكتملة بإلكتروني تكافؤ فقط.

وتظهر فائدة قاعدة الثمانية في تحديد نوع الأيونات التي يُحتمل أن تتكوّن. حيث تميل العناصر الموجودة في الجانب الأيمن من الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات للوصول إلى ترتيب الغاز النبيل؛ ولهذا، تميل هذه العناصر إلى تكوين أيونات سالبة. وبالطريقة نفسها، تميل العناصر في الجانب الأيسر من الجدول إلى فقد الإلكترونات وتكوين أيونات موجبة.



الاتجاهات في طاقة التأين الأولى

الشكل 17 تزداد طاقات التأين بشكل عام من اليسار إلى اليمين في أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

المطويات®
ضمِّن مطويتك معلومات من هذا القسم.

تجربة مصغرة

ترتيب العناصر

هل يمكنك تحديد النمط؟

الإجراء

1. إقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل بدء العمل.
2. كوّن مجموعة من بطاقات العناصر بناءً على المعلومات الموجودة في الجدول على اليسار.
3. رتب البطاقات تصاعديًا حسب الكتلة وابدأ بوضعها في جدول مكون من **4** أعمدة و **3** صفوف.
4. ضع كل بطاقة بناءً على خصائصها واترك فراغات عند الضرورة.

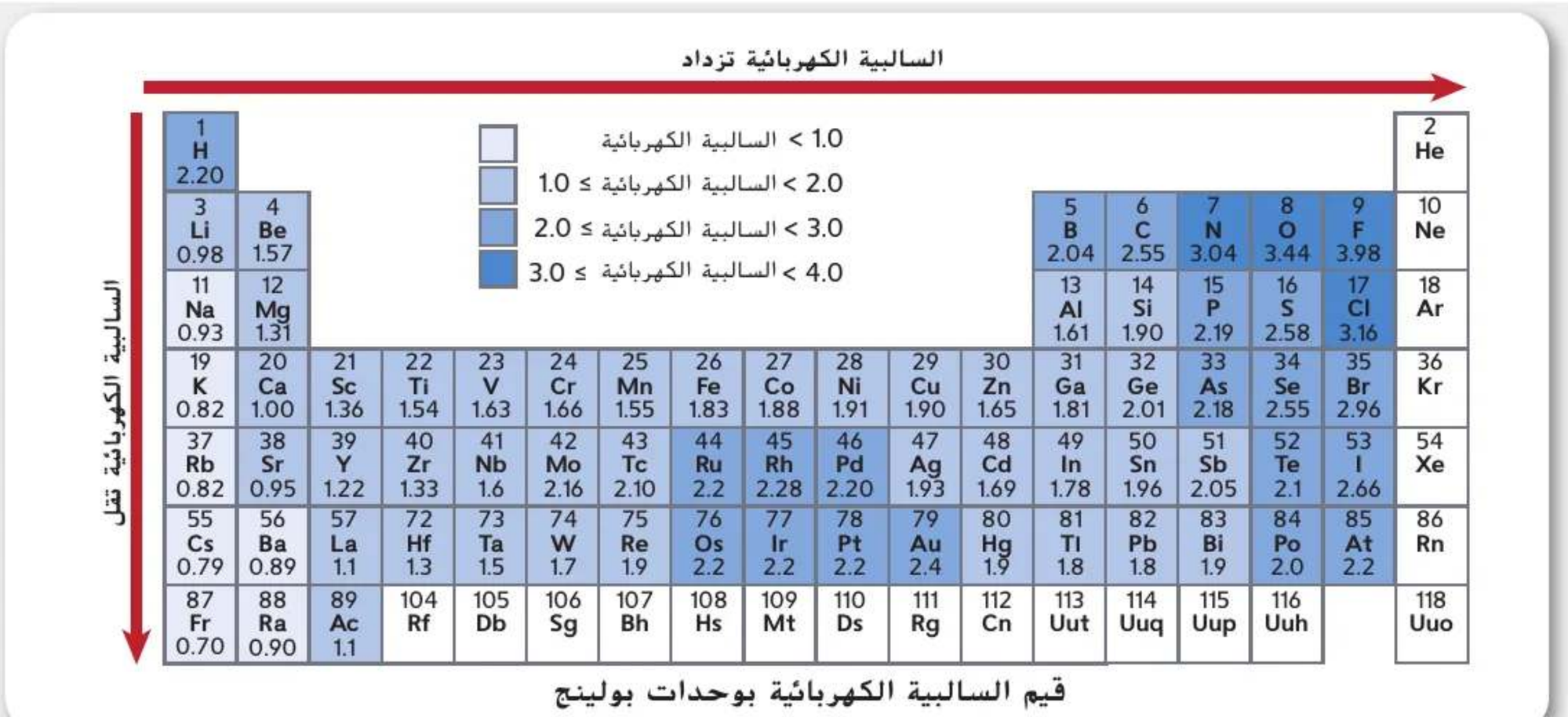
التحليل

1. **أنشئ جدولًا** تدرج فيه موضع كل عنصر.
2. **صِف** اتجاهات اللون (عبر) الدورات والمجموعات (عند الانتقال إلى أسفل) في الجدول الجديد.
3. **صِف** اتجاهات الكتلة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الجديد. فسّر موضع أي عناصر لا تناسب الاتجاهات.
4. **تنبأ** موضع عنصر تم اكتشافه حديثًا، Ph وهو غاز أرجواني اللون. وما المدى المتوقع لكتلة Ph؟

الرمز	الكتلة (g)	الحالة	اللون
Ad	52.9	صلب/سائل	برتقالي
Ax	108.7	صلب قابل للسحب	أزرق فاتح
Bp	69.3	غازي	أحمر
Cx	112.0	صلب هش	أخضر فاتح
Lq	98.7	صلب قابل للسحب	أزرق
Pk	83.4	صلب هش	أخضر
Qa	68.2	صلب قابل للسحب	أزرق غامق
Rx	106.2	سائل	أصفر
Tu	64.1	صلب هش	أخضر داكن
Xn	45.0	غازي	قرمزي

5. **تنبأ** خواص العنصر الذي سيملأ الفراغ الأخير المتبقي في الجدول.

McGraw-Hill Education © حقوق الطبع والتأليف محفوظة لصالح مؤسسة



قيم السالبية الكهربائية بوحدات بولينج

■ **الشكل 18** يوضح قيم السالبية الكهربائية لمعظم العناصر. القيم معطاة بوحدات بولينج.

استدل على سبب عدم إدراج قيم السالبية الكهربائية للغازات النبيلة.

السالبية الكهربائية

تُشير **السالبية الكهربائية** للعنصر إلى القدرة النسبية لذراته على جذب الإلكترونات في رابطة كيميائية. وكما هو موضح في **الشكل** 18، تقل السالبية الكهربائية بشكل عام عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. يُشير **الشكل 18** أيضًا إلى أن السالبية الكهربائية تزيد بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة.

يتم التعبير عن قيم السالبية الكهربائية بالقيمة العددية 3.98 أو أقل. ووحدات السالبية الكهربائية وحدات تقريبية يُطلق عليها بولينج على اسم العالِم الأمريكي لينوس بولينج (1901–1994). الفلور هو أعلى العناصر في السالبية الكهربائية وقيمتها 3.98. أما السيزيوم والفرانسيوم، فهما أقل العناصر في السالبية الكهربائية بقيمة تبلغ 0.79 و0.70، على التوالي. في الرابطة الكيميائية، تجذب الذرة ذات السالبية الكهربائية الكبيرة إلكترونات الرابطة بقوة شديدة. لاحظ أنه نظرًا لأن الغازات النبيلة تُكوّن عدد قليل من المركبات، فليس لها قيم سالبية كهربائية.

القسم 3 مراجعة

ملخص القسم

- تقل أنصاف الأقطار الذرية والأيونية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتزيد عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.
- تزيد طاقات التأين بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.
- تنص قاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك بها للوصول إلى مجموعة كاملة بها ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تزيد السالبية الكهربائية بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

20. **الفكرة الرئيسة فسّر** كيف ترتبط اتجاهات أنصاف الأقطار الذرية عبر المجموعات والدورات بالترتيب الإلكتروني.
21. **وضح** ما إذا كان الفلور أم البروم له قيمة أكبر لكل من الخواص التالية:
    a. السالبية الكهربائية
    b. نصف القطر الأيوني
    c. نصف القطر الذري
    d. طاقة التأين
22. **فسّر** لماذا تحتاج إزالة إلكترون ثان من ذرة الليثيوم طاقة كبيرة مقارنة بالطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الرابع من ذرة الكربون.
23. **احسب** حدد أوجه الاختلاف بين السالبية الكهربائية ونصف القطر الأيوني ونصف القطر الذري وطاقة التأين الأولى للأكسجين والبيريليوم.
24. **أنشئ تمثيلات بيانية واستخدمها** مثّل بيانيًا أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الرئيسة في الدورات 2 و3 و4 مقابل أعدادها الذرية. صِل نقاط العناصر في كل دورة بحيث تتكوّن ثلاثة منحنيات منفصلة على الرسم البياني. لخص الاتجاهات في أنصاف الأقطار الذرية الموضحة على رسمك البياني. فسّر ذلك.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الكيمياء والصحة

العناصر في جسم الإنسان

مع كل نفس تأخذه أو وجبة تتناولها، تضيف إلى جسمك عناصر يحتاج إليها لأداء وظائفه بشكل طبيعي. ولهذه العناصر خواص محددة حسب موقعها في الجدول الدوري. يوضح **الشكل 1** النسبة المئوية للتركيب الكتلي للخلايا في جسم الإنسان.

الأكسجين في جسم الشخص البالغ، يوجد أكثر من 14 مليار مليار مليار ذرة أكسجين! دون إمداد ثابت من الأكسجين في الدم، قد يموت الإنسان في غضون دقائق قليلة.

الكربون يمكن أن يكوّن الكربون روابط قوية مع نفسه ومع عناصر أخرى. فيكوّن الكربون سلاسل كربونية طويلة تُعدّ جزءًا أساسيًا في الجزيئات العضوية، مثل: الكربوهيدرات والبروتينات والدهنيات. يعتمد جزيء DNA الذي يحدد الصفات الوراثية على تنوع الكربون وقدرته على الارتباط بالكثير من العناصر المختلفة.

الهيدروجين يوجد في الجسم ذرات هيدروجين أكثر من ذرات جميع العناصر الأخرى معًا، على الرغم من أن الهيدروجين لا يمثل سوى 10٪ من تركيب الكتلة نظرًا لكتلته الصغيرة جدًا. لا يحتاج الجسم إلى الهيدروجين كعنصر فقط، بل ضمن مجموعة متنوعة من المركبات الضرورية، مثل: الماء. يُعدّ الهيدروجين أيضًا، إلى جانب الأكسجين والكربون، جزءًا مهمًا من الكربوهيدات والجزيئات العضوية الأخرى التي يحتاج إليها الجسم للحصول على الطاقة.

الشكل 1 يتكون جسم الإنسان من الكثير من العناصر المختلفة.

الشكل 2 تغطي العضلات الجسم بأكمله.

النيتروجين كما هو موضح في **الشكل 2** تغطي العضلات الجسم بأكملة. توجد ذرات النيتروجين في المركبات التي تكوّن البروتينات التي يحتاج إليها الجسم لبناء العضلات.

عناصر أخرى في الجسم يُعدّ الأكسجين والكربون والهيدروجين والنيتروجين العناصر الأكثر توفرًا في الجسم ولكن هناك بعض العناصر التي يحتاج إليها الجسم ليعيش وينمو. تعتبر العناصر الزهيدة(النزرة) التي يكون مجموعها أقل من 2٪ من كتلة الجسم، جزءًا لا غنى عنه في الجسم. فلا يمكن أن تنمو العظام والأسنان دون إمداد ثابت من الكالسيوم. على الرغم من أن الكبريت يمثل أقل من 1٪ من كتلة الجسم، إلا إنَّه مكون أساسي ويوجد على سبيل المثال في بروتينات الأظافر. الصوديوم والبوتاسيوم عنصران مهمان في نقل الإشارات الكهربائية في المخ.

الكتابة في علم الكيمياء

هل يمكنك الحصول على جميع العناصر الزهيدة (النزرة) التي تحتاج إليها بتناول الأطعمة المعبأة مسبقًا؟ ما سبب أهمية العناصر الزهيدة؟ ابحث في العناصر الزهيدة وصمم رواية مصورة تعلّم بها طلاب المرحلة الإبتدائية المزيد عن هذه المواد الغذائية.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر الكيمياء

استكشاف الكيمياء الوصفية

الخلفية: **يمكنك ملاحظة العديد من العناصر الرئيسة وتصنيفها ومقارنة خواصها. يُطلق على ملاحظة خواص العناصر اسم الكيمياء الوصفية.**

السؤال: *ما نمط خواص العناصر الرئيسة؟*

المواد

أنابيب اختبار محكمة الغلق بسدادة وأطباق بلاستيكية
تحتوي على عينات صغيرة من العناصر
جهاز قياس الموصلية
حمض هيدروكلوريك 1.0*M* HCl
مطرقة صغيرة
أنابيب اختبار (6)
حامل أنابيب اختبار
مخبار مدرج سعة 10mL
ملعقة مسطحة
قلم رصاص
لوضع علامات على الزجاج

احتياطات السلامة

تحذير: لا تختبر المواد الكيميائية مطلقًا بتذوقها. حمض الهيدروكلوريك 1.0M HCl ضار بالعيون والملابس. قد تتكسر العينات الهشّة إلى أجزاء حادة.

الإجراء

1. إقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل بدء العمل.
2. لاحظ شكل (الحالة الفيزيائية واللون والبريق والقوام وما إلى ذلك) عينة العنصر في كل أنبوب اختبار دون إزالة السدادات وسجله.
3. خذ عينة صغيرة من كل عنصر من العناصر الموجودة في الطبق البلاستيكي وضعها على سطح صلب. اضغط برفق على كل عينة من عينات العناصر بمطرقة صغيرة. وإذا كان العنصر قابلًا للطرق، فسيصبح مسطحًا. وإذا كان هشًا، فسينكسر. سجل ملاحظاتك.
4. استخدم أداة اختبار الموصلية لتحديد العناصر الموصلة للكهرباء. نظف جميع الأقطاب الكهربائية بالماء وجففها قبل اختبار كل عنصر.
5. ميّز كل أنبوب اختبار بالرمز الخاص بأحد العناصر في الأطباق البلاستيكية. باستخدام المخبار المدرج، أضف 5ml من الماء إلى كل أنبوب اختبار.
6. استخدم الملعقة المسطحة لوضع مقدار صغير من كل عنصر في أنابيب الاختبار المتوافقة معه. باستخدام المخبار المدرج، أضف 5mL من حمض الهيدروكلوريك 1.0*M* HCl إلى كل أنبوب اختبار. لاحظ كل أنبوب لمدة دقيقة واحدة على الأقل. يُعدّ تكوّن الفقاعات دليلًا على التفاعل بين الحمض والعنصر. سجل ملاحظاتك.

ملاحظة العناصر

التصنيف	الخواص
الفلزات	• قابلة للطرق • موصلات جيدة للكهرباء • لامعة • فضية أو بيضاء اللون • يتفاعل الكثير منها مع الأحماض
اللافلزات	• مواد صلبة أو سائلة أو غازية • غير موصلة للكهرباء • لا تتفاعل مع الأحماض • يحتمل أن تكون هشة في الحالة الصلبة
أشباه الفلزات	• تجمع بين خصائص الفلزات واللافلزات

7. **التنظيف والتخلص من المخلفات** تخلص من جميع المواد حسب تعليمات معلمك.

التحليل والاستنتاج

1. **فسّر البيانات** باستخدام الجدول أعلاه وملاحظاتك، أدرج في قائمة عينات العناصر التي تعرض الخصائص العامة للفلزات.
2. **فسّر البيانات** باستخدام الجدول أعلاه وملاحظاتك، أدرج في قائمة عينات العناصر التي تعرض الخصائص العامة للافلزات.
3. **فسّر البيانات** باستخدام الجدول أعلاه وملاحظاتك، أدرج في قائمة عينات العناصر التي تعرض الخصائص العامة لأشباه الفلزات.
4. **نمذج** أنشئ جدولًا دوريًا وسمِّ العناصر الرئيسة حسب المجموعة (من 1 إلى 17). باستخدام نتائجك والجدول الدوري المعروض في هذه الوحدة، سجّل رموز العناصر المُلاحظة أثناء التجربة في الجدول الدوري الذي أنشأته.
5. **استدل** صِف أي اتجاهات بين العناصر التي لاحظتها في التجربة.

التوسع في الاستقصاء

تحقق هل وُجدَت أي عينات عناصر لم تتوافق مع أحد فئات العناصر الثلاث؟ ما التحقيقات الإضافية التي يمكنك إجراءها لمعرفة المزيد عن خصائص هذه العناصر؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

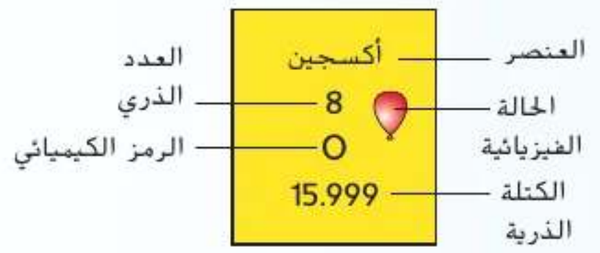
الوحدة 2 دليل الدراسة

الفكرة الرئيسة تتيح لنا الاتجاهات الدورية في خواص الذرات توقع الخواص الفيزيائية والكيميائية.

القسم 1 تطوّر الجدول الدوري الحديث

الفكرة الرئيسة تطور الجدول الدوري مع مرور الزمن حيث اكتشف العلماء طرائق مفيدة للغاية للمقارنة بين العناصر وتنظيمها.

- رُتبت العناصر في البداية تصاعديًا حسب الكتلة الذرية مما تسبب في حالات عدم الاتساق. وبعد ذلك، رُتبت تصاعديًا حسب العدد الذري.
- ينص القانون الدوري على أنه في حالة ترتيب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، يكون هناك تكرار دوري لخواصها الفيزيائية والكيميائية.
- يرتّب الجدول الدوري العناصر إلى دورات (صفوف) ومجموعات أو عائلات (أعمدة)؛ توضع العناصر ذات الخواص المتشابهة في المجموعة نفسها.
- تصنّف العناصر إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.



المفردات

- القانون الدوري
- مجموعة
- دورة
- عنصر رئيس
- عنصر انتقالي
- فلز
- فلز قلوي
- فلز قلوي أرضي
- فلز انتقالي داخلي
- سلسلة اللانثينيدات
- سلسلة الأكتنيدات
- لافلز
- هالوجين
- غاز نبيل
- شبه فلز

القسم 2 تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسة تُرتّب العناصر في مجمعات مختلفة في الجدول الدوري وفقًا للترتيب الإلكتروني.

- للجدول الدوري أربعة مجمعات (s و p و d و f.)
- تتشابه الخواص الكيميائية للعناصر داخل المجموعة نفسها.
- رقم المجموعة للعناصر في المجموعتين 1 و2 يساوي عدد إلكترونات تكافؤ العنصر.
- مستوى الطاقة الذي توجد فيه إلكترونات تكافؤ الذرة يساوي رقم الدورة التي توجد بها الذرة.

القسم 3 الاتجاهات الدورية

الفكرة الرئيسة تشمل الاتجاهات لعناصر الجدول الدوري أحجامها وقدرتها على فقد الإلكترونات أو اكتسابها.

- تقل أنصاف الأقطار الذرية والأيونية عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتزيد عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.
- تزيد طاقات التأين بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.
- تنص قاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك بها للوصول إلى مجموعة كاملة بها ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تزيد السالبية الكهربائية بشكل عام عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

المفردات

- أيون
- طاقة التأين
- قاعدة الثمانية
- السالبية الكهربائية

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 1

إتقان المفاهيم

25. اشرح كيف كان الجدول الدوري لمنديليف به أخطاء.

26. اشرح كيف ساهم قانون الثمانيات لنيولاندز في تطور الجدول الدوري الحديث.

27. اقترح كل من لوثر ماير وديمتري مندليف جداول دورية مشابهة عام 1869. لماذا حصل مندليف على شهرة وتقدير أكبر عن الجدول الدوري؟

28. ما المقصود بالقانون الدوري؟

29. صِف الخصائص العامة للفلزات.

30. ما الخصائص العامة لأشباه الفلزات؟

31. حدد نوع العناصر التالية كفلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.

a. الأكسجين **c.** الجرمانيوم

b. الباريوم **d.** الحديد

32. صِل كل مجموعة على اليمين بما يناسبها على اليسار.

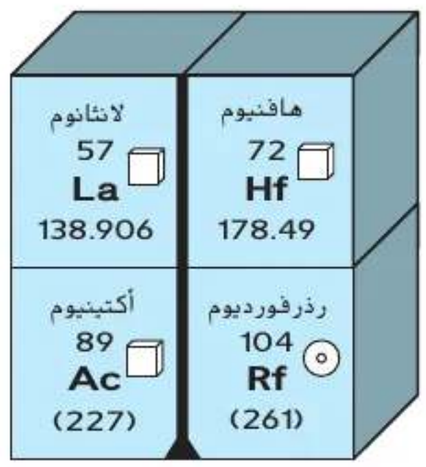
a. الفلزات القلوية 1. المجموعة 18

b. الهالوجينات 2. المجموعة 1

c. الفلزات القلوية الأرضية 3. المجموعة 2

d. الغازات النبيلة 4. المجموعة 17

33. ارسم جدولًا دوريًا مبسطًا واستخدم التسميات لتحديد الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية والفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية والغازات النبيلة والهالوجينات.



■ الشكل 19

34. اشرح ما الذي يُشير إليه الخط الداكن الذي يمر إلى أسفل في منتصف **الشكل 19**.

35. اكتب الرمز الكيميائي لكل عنصر من العناصر التالية:

a. فلز يُستخدم في الثيرموميترات

b. غاز مشع يُستخدم في توقع الزلازل؛ وهو غاز نبيل ذو أكبر كتلة ذرية مقارنة مع عناصر مجموعته.

c. يُستخدم لطلاء علب الأطعمة؛وهو فلز في المجموعة 14 بأقل كتلة ذرية

d. فلز انتقالي يُستخدم لجعل الخزائن مؤمنة ضد السرقة؛ ويقع في المجموعة 10

36. إذا تم اكتشاف هالوجين جديد وغاز نبيل جديد، فماذا ستكون أعدادهما الذرية؟

إتقان حل المسائل

37. إذا تم ترتيب الجدول الدوري حسب الكتلة الذرية، فأي عناصر من أول 55 عنصرًا سيتم ترتيبها بشكلٍ مختلف عما هم عليه في الجدول الحالي؟

38. **عنصر ثقيل جديد** سجّل العلماء مؤخرًا عنصرًا بعدد بروتونات يبلغ 117. ما مجموعته ودورته؟ هل سيكون فلزًا أم شبه فلز أم لافلز؟

39. **تسمية العناصر الجديدة** تُسمى العناصر المكتشفة حديثًا التي لم ينته التحقق منها تمامًا بأسماء مؤقتة باستخدام الكلمات البادئة الموجودة في **الجدول 6**. بناءً على هذا النظام، اكتب أسماء العناصر من 117 إلى 120.

الجدول 6 البادئات

4	3	2	1	0
quad	tr(i)	b(i)	un	nil
9	8	7	6	5
en(n)	oct	sept	hex	pent

40. اذكر الرمز الكيميائي لكل عنصر.

a. عنصر في المجموعة 3 يُستخدم في صنع رقاقات الكمبيوتر لأنه شبه فلز

b. فلز في المجموعة 13 والدورة 5 يُستخدم في صنع شاشات مسطحة لأجهزة التلفاز

c. عنصر يُستخدم كفتيلة في المصابيح؛ له أعلى كتلة ذرية في العناصر الطبيعية في المجموعة 6

القسم 2

إتقان المفاهيم

41. **المنتجات المنزلية** لماذا يمتلك عنصرا الكلور، وهو المستخدم في مساحيق تبييض الغسيل، واليود، وهو مادة غذائية تُضاف إلى ملح الطعام، الخواص الكيميائية نفسها؟

42. كيف يرتبط مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ للذرة بدورته في الجدول الدوري؟

43. ما عدد إلكترونات التكافؤ التي يمتلكها كل غاز نبيل؟

44. ما مجمعات الجدول الدوري الأربعة؟

45. ما الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا؟

46. اشرح كيف يحدد ترتيب إلكترونات التكافؤ للذرة مكانه في الجدول الدوري.

47. اكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر الذي يُناسب كل وصف من الأوصاف التالية:

a. فلز في المجموعة 15 يُعدّ جزءًا من مركبات توجد غالبًا في مستحضرات التجميل

b. هالوجين في الدورة 3 يُعدّ جزءًا من مركب تبييض يُستخدم في إنتاج الورق

c. فلز انتقالي يتحول إلى الحالة السائلة في درجة حرارة الغرفة؛ ويُستخدم في صناعة الثيرموميترات

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

48. حدد المجموعة والدورة و المجمع التي يقع فيها كل عنصر من العناصر التالية في الجدول الدوري.

a. $[Kr]5s^24d^1$ **c.** $[He]2s^22p^6$

b. $[Ar]4s^23d^{10}4p^3$ **d.** $[Ne]3s^23p^1$

49. لنفترض أن لديك عنصرين داخل مجموعة معينة. فهل يحتمل أن يكون العنصر ذو العدد الذري الأكبر له نصف قطر ذري أكبر أم أصغر من العنصر الآخر؟

50. يوضح **الجدول 7** عدد العناصر في أول خمس دورات من الجدول الدوري. فسّر لماذا توجد في بعض الدورات أعداد مختلفة من العناصر.

الجدول 7 عدد العناصر في الدورات من 1 إلى 5

الدورة	1	2	3	4	5
عدد العناصر	2	8	8	18	18

51. **قطع النقد المعدنية** يطلق على إحدى المجموعات الانتقالية مجموعة النقود المعدنية وذلك لأنه في وقت ما كانت أغلب قطع النقد المعدنية مصنوعة من هذه الفلزات. فما هذه المجموعة؟ ما العنصر الموجود في هذه المجموعة ولايزال يُستخدم في العديد من قطع النقد المعدنية حتى اليوم؟

52. هل إلكترونات التكافؤ لأي من الهالوجينات موجودة في أفلاك في مستوى الطاقة نفسه؟ فسّر ذلك.

53. توجد إلكترونات تكافؤ العناصر الانتقالية في أفلاك في أكثر من مستوى طاقة. لكن إلكترونات تكافؤ العناصر الرئيسة توجد في أفلاك في مستوى طاقة واحد. بيّن ذلك باستخدام الترتيبات الإلكترونية لعنصر انتقالي وعنصر رئيس كأمثلة.

إتقان حل المسائل

54. **الألعاب النارية** يعطي عنصر الباريوم الفلزي لونًا أخضر للألعاب النارية. اكتب الترتيب الإلكتروني للباريوم وصنفه وفقًا للمجموعة والدورة و المجمع في الجدول الدوري.

55. **السماعات** يمكن استخدام مغناطيسات النيوديميوم في سماعات الستريو وذلك لأنها قوية وخفيفة الوزن. اكتب الترتيب الإلكتروني للنيوديميوم. في أي مجمع من مجمعات الجدول الدوري يقع هذا العنصر؟

56. **علب الصودا** للفلز المستخدم في صنع علب الصودا الترتيب الإلكتروني $[Ne]3s^23p^1$. حدد الفلز واذكر مجموعته ودورته و مجمعه.

57. أكمل **الجدول 8**.

الجدول 8 الترتيب الإلكتروني

الدورة	المجموعة	العنصر	الترتيب الإلكتروني
3		Mg	$[Ne]3s^2$
4	14	Ge	
	12	Cd	$[Kr]5s^24d^{10}$
2	1		$[He]2s^1$

القسم 3

إتقان المفاهيم

58. ما المقصود بطاقة التأين؟

59. يكوّن أحد العناصر أيونًا سالبًا عند تأينه. في أي جانب من جوانب الجدول الدوري يقع هذا العنصر؟ فسّر ذلك.

60. أي من عناصر المغنيسيوم والكالسيوم والباريوم يكوّن أيونًا لديه نصف القطر الأكبر؟ وأيهم يكوّن أيونًا لديه نصف القطر الأصغر؟ ما الاتجاه الدوري الذي يفسّر ذلك؟

61. فسّر لماذا تحتاج كل عملية تأين تالية للإلكترون قدرًا أكبر من الطاقة.

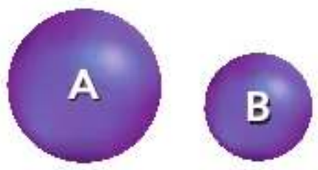
62. ما وجه المقارنة بين نصف القطر الأيوني للافلز ونصف قطره الذري؟ فسّر التغير في نصف القطر.

63. فسّر سبب تناقص أنصاف الأقطار الذرية بالانتقال من اليسار إلى اليمين عبر أي دورة.

64. أي عنصر من العناصر التالية له أكبر طاقة تأين؟

a. Li و N **b.** Kr و Ne **c.** Li وCs

65. فسّر قاعدة الثمانية. لماذا يستثنى الهيدروجين والهيليوم من قاعدة الثمانية؟



■ الشكل 20

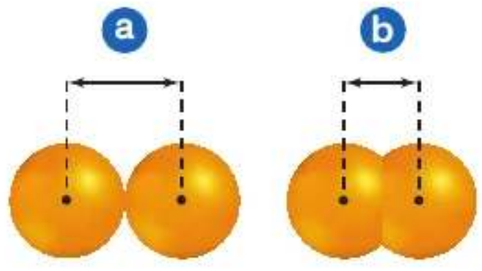
66. استخدم **الشكل 20** للإجابة عن جميع الأسئلة التالية. وفسّر إجابتك.

a. إذا كان A يرمز لأيون وB يرمز لذرة للعنصر نفسه، فهل يكون الأيون موجبًا أم سالبًا؟

b. إذا كان الرمزان A وB يمثلان أنصاف الأقطار الذرية لعنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبهما؟

c. إذا كان الرمزان A وB يمثلان أنصاف الأقطار الأيونية لعنصرين في المجموعة نفسها، فما ترتيبهما؟

67. ما عدد إلكترونات التكافؤ لعناصر المجموعة 1؟ والمجموعة 18؟



■ الشكل 21

68. يوضح **الشكل 21** طريقتين لتعريف نصف القطر الذري؟ صِف كل طريقة. ومتى تُستخدم؟

69. **الكلور** الترتيب الإلكتروني لذرة الكلور $[Ne]3s^23p^5$. عندما تكتسب إلكترونًا وتُصبح أيونًا، يتغير ترتيبها الإلكتروني إلى $[Ne]3s^23p^6$ أو [Ar] وهو الترتيب الإلكتروني للأرجون. هل تحولت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون؟ فسّر ذلك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

إتقان حل المسائل

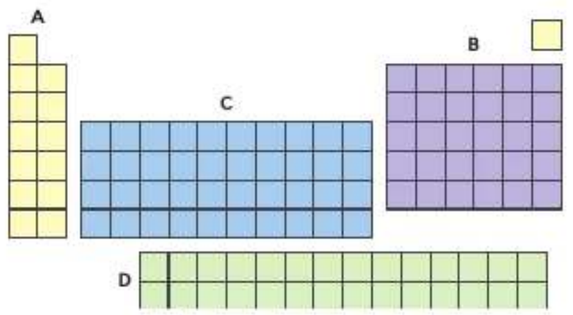
70. **الزجاجات الرياضية** تُصنع بعض الزجاجات الرياضية من الليكسان، وهو مادة بلاستيكية تحتوي على مركب من عناصر الكلور والكربون والأكسجين. رتب هذه العناصر ترتيبًا تنازليًا حسب نصف القطر الذري ونصف القطر الأيوني.

71. **العدسات اللاصقة** تُصنع العدسات اللاصقة الرقيقة من ذرات السيليكون والأكسجين المرتبطة معًا. أنشئ جدولًا تدرج فيه الترتيبات الإلكترونية الأيونية والذرية وأنصاف الأقطار الأيونية والذرية للسيليكون والأكسجين. عندما يترابط السيليكون بالأكسجين، أي الذرتين تُصبح أكبر وأيهما تُصبح أصغر؟ لماذا؟

72. **المُحلي الصناعي** تحتوي بعض مشروبات الصودا بدون سكر على محلي أسبارتام الصناعي وهو مركب يحتوي على الكربون والنيتروجين والأكسجين وذرات أخرى. أنشئ جدولًا يوضّح أنصاف الأقطار الأيونية والذرية للكربون والنيتروجين والأكسجين. (مع افتراض أن حالات التأين هي الموضحة في **الشكل 14**). استخدم الجدول للتنبؤ ما إذا كانت أحجام ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين تزيد أم تنقص عندما تكوّن روابط في الأسبارتام.

مراجعة عامة

73. عرّف الأيون.
74. اشرح لماذا يتعذر قياس نصف قطر الذرة مباشرة.
75. ما شبه الفلز الموجود في الدورة 2 من الجدول الدوري الذي يُعدّ جزءًا من المركّبات المستخدمة كمواد مزيلة لعسر الماء؟
76. هل تتوقع أن يكون للسيزيوم، وهو عنصر ينتمي إلى المجموعة 1 ويُستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء أو البروم وهو هالوجين يُستخدم في مركبات مكافحة الحرائق سالبية كهربائية أكبر؟ ولماذا؟



■ الشكل 22

77. يوضح **الشكل 22** الأقسام المختلفة من الجدول الدوري. اذكر اسم كل قسم، ووضح المشترك بين العناصر في كل قسم.
78. أي العناصر في كل زوج من العناصر التالية له سالبية كهربائية أكبر؟
    a. K وAs b. N وSb c. Sr وBe
79. فسّر لماذا يشمل المجمع s مجموعتين، ويشمل المجمع p ست مجموعات ويشمل المجمع d عشر مجموعات.
80. تختلف معظم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية. اشرح السبب.
81. رتب عناصر الأكسجين والكبريت والتيلوريوم والسيلينيوم تصاعديًا حسب أنصاف الأقطار الذرية. هل يُعدّ ترتيبك مثالًا على اتجاه المجموعة أو الدورة؟

82. **الحليب** يُعدّ العنصر ذا الترتيب الإلكتروني $[Ar]4s^2$ مادة معدنية مهمة في اللبن. حدد مجموعة العنصر ودورته ومجمعه في الجدول الدوري.
83. لماذا لا توجد عناصر المجمع p في الدورة الأولى؟
84. **المجوهرات** ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صنع المجوهرات ومن عناصر المجموعة 11 ولهما أقل كتلة ذرية؟
85. ما العنصر الذى له أكبر طاقة تأين، البلاتين، وهو عنصر يُستخدم عادةً في تيجان الأسنان، أم الكوبالت، وهو عنصر يعطي لونًا أزرق لامعًا للمواد المصنوعة من الفخار؟

التفكير الناقد

86. **طبّق** يكوّن الصوديوم أيون +1، بينما يكوّن الفلور أيون 1−. اكتب الترتيب الإلكتروني لكل أيون. ولماذا لا يكوّن هذان العنصران الأيونات +2 و-2 بالترتيب؟
87. **إنشاء التمثيلات البيانية واستخدامها** تظهر كثافات عناصر المجموعة 15 في **الجدول 9**. مثّل بيانيًا الكثافة مقابل العدد الذري وحدد أي اتجاهات تلاحظها.

الجدول 9 بيانات الكثافة للمجموعة 15

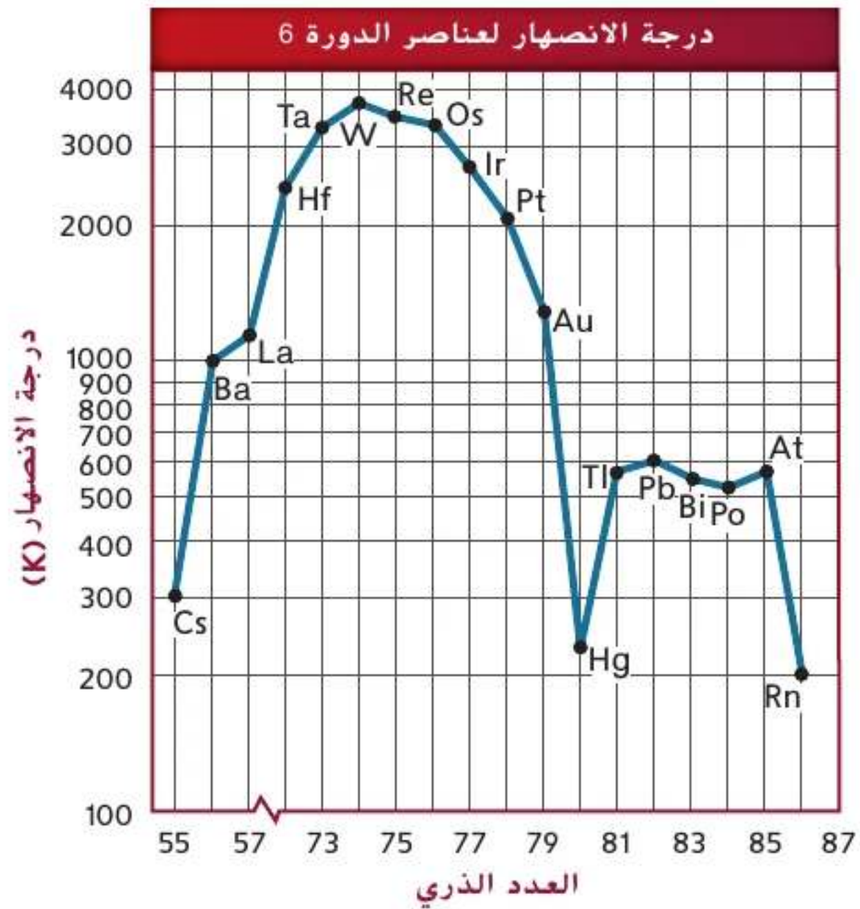
العنصر	العدد الذري	الكثافة (g/cm^3)
النيتروجين	7	1.14×10^{-3}
الفوسفور	15	1.82
الزرنيخ	33	5.22
الأنتيمون	51	6.53
البزموت	83	10.05

88. **عمّم** يمكنك كتابة الترتيبات الإلكترونية الخارجية لعناصر المجموعة 1 كـ ns^1. حيث يُشير الرمز n إلى دورة العنصر ومستوى الطاقة الرئيس له. ضع ترميزًا مشابهًا لجميع المجموعات الأخرى للعناصر الرئيسة.
89. **حدّد** أحد العناصر الرئيسة في الدورة 3 يُعدّ جزءًا من المادة الخشنة المستخدمة في إشعال أعواد الثقاب على جانب علبة الثقاب. يوضح **الجدول** 10 طاقات التأين لهذا العنصر. استخدم المعلومات الموجودة في الجدول لتستدل على هوية العنصر. فسّر ذلك.

الجدول 10 طاقات التأين بوحدة kJ/mol

	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة
طاقة التأين	1010	1905	2910	4957	6265	21,238

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 23**

90. فسّر البيانات تُمثَّل درجات الانصهار لعناصر الدورة 6 مقابل العدد الذري في **الشكل 23**. حدد الاتجاهات في درجة الانصهار والترتيب الإلكتروني لأفلاك. ضع فرضية تفسّر هذه الاتجاهات.

تحدي

91. يتم التعبير عن طاقات التأين بوحدات الكيلو جول لكل مول (يحتوى المول الواحد على 6.02×10^{23} ذرة)، بينما يتم التعبير عن الطاقة اللازمة لإزالة إلكترون من أي ذرة في الصورة الغازية بوحدات الجول. استخدم القيم الواردة في **الجدول 5** لحساب الطاقة بوحدات الجول المطلوبة لإزالة الإلكترون الأول من ذرات Li وBe وB وC. ثم استخدم العلاقة $1\ eV = 1.60 \times 10^{-19}\ J$ لتحويل القيم إلى وحدات الإلكترون فولت.

مراجعة تراكمية

92. عرّف *المادة*. حدد ما إذا كان أي مما يلي شكلًا من أشكال المادة أم لا.

a. موجات متناهية الصغر
b. هيليوم داخل بالون
c. حرارة الشمس
d. السرعة المتجهة
e. ذرة تراب
f. اللون الأزرق

93. حوّل قياسات الكتلة كما هو موضّح.

a. 1.1 cm إلى m
b. 76.2 pm إلى mm
c. 11 mg إلى kg
d. 7.23 ug إلى kg

94. كيف ترتبط طاقة كم الإشعاع المنبعث بتردد الإشعاع؟

95. ما العنصر الذي له الترتيب الإلكتروني $[Ar]4s^23d^6$ في حالة الاستقرار؟

الكتابة في ◀ الكيمياء

96. الثلاثيات في مطلع القرن التاسع عشر، اقترح عالِم الكيمياء الألماني جوهان فولفجانج دوبرينير أنه يمكن تصنيف بعض العناصر إلى مجموعات ثلاثية أطلق عليها الثلاثيات. ابحث عن ثلاثيات فولفجانج دوبرينير واكتب تقريرًا عنها. ما العناصر التي تمثل الثلاثيات؟ كيف تشابهت خواص العناصر داخل الثلاثية؟

97. الميل الميل الإلكتروني عبارة عن خاصية دورية أخرى للعناصر. اكتب ملخصًا عن الميل الإلكتروني وصِف اتجاهاته عبر المجموعة والدورة.

أحم أسئلة حول المستند

يُعدّ الجدول الدوري الأصلي لمنديليف مهمًا حيث يضم المعرفة المتاحة عن العناصر في ذلك الزمن ولكنه يختلف عن الإصدار الحديث. قارن بين جدول منديليف الموضح في **الجدول 11** والجدول الدوري الحديث الموضح في **الشكل 5.**

أُخذت البيانات من: Dimitri Mendeleev, The Principles of Chemistry, 1891.

الجدول 11 مجموعات العناصر

السلاسل	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	—	H	—	—	—		—	—	
2	He	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	Ar	K	Ca	So	Ti	V	Cr	Mn	Fe
5		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Co Ni (Cu)
6	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru
7		Ag	Cad	In	Sn	Sb	Te	I	Rh Pd (Ag)
8	Xe	Cs	Ba	La	—	—	—	—	—
9		—	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	—	Yb	—	Ta	W	—	Os
11		Au	Hg	Tl	Bi		—	—	Ir Pt (Au)
12	—	—	Rd	—	Th	—	U		

98. وضع منديليف الغازات النبيلة على يسار جدوله. لماذا يُعدّ الوضع على الجانب الأيمن للجدول الحديث أكثر مواءمة؟

99. أي المجمعات في جدول منديليف كانت تشبه كثيرًا موضعها الحالي؟ وأيها لا تشبه موضعها الحالي؟ لماذا؟

100. تختلف معظم الكتل الذرية في جدول منديليف عن القيم الحالية. لماذا برأيك؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تدريب على الاختبار المعياري

الاختيار من متعدد

1. للعناصر الموجودة في المجموعة نفسها من الجدول الدوري الخواص الآتية نفسها
   A. عدد إلكترونات التكافؤ.
   B. الخواص الفيزيائية.
   C. عدد الإلكترونات.
   D. الترتيب الإلكتروني.

2. أي العبارات التالية غير صحيحة؟
   A. نصف القطر الذري لذرة Na أقل من نصف القطر الذري لذرة Mg.
   B. السالبية الكهربائية لذرة C أكبر من السالبية الكهربائية لذرة B.
   C. نصف القطر الأيوني لأيون Br^- أكبر من نصف القطر الذري لذرة Br.
   D. طاقة التأين الأولى لذرة K أكبر من طاقة التأين الأولى لذرة Rb.

3. ما مجموعة الذرة التي لها الترتيب الإلكتروني $[Ar]4s^23d^{10}4p^4$ وما دورتها و مجمعها؟
   A. المجموعة 14 والدورة 4 والمجمع d
   B. المجموعة 16 والدورة 3 والمجمع p
   C. المجموعة 14 والدورة 4 والمجمع p
   D. المجموعة 16 والدورة 4 والمجمع p

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين *4* و*5*.

خصائص العناصر

العنصر	المجمع	الخاصية
X	s	صلب ليّن؛ يتفاعل سريعًا مع الأكسجين
Y	P	غازي في درجة حرارة الغرفة؛ يكوّن أملاحًا
Z	—	غاز خامل

4. في أي مجموعة يحتمل بشكل كبير أن يتواجد العنصر X؟
   A. 1
   B. 17
   C. 18
   D. 4

5. في أي مجمع يحتمل بشكل كبير أن يتواجد العنصر Z؟
   A. المجمع s
   B. المجمع p
   C. المجمع d
   D. المجمع f

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين *6* و*7*.

النسبة المئوية للتركيب الكتلي لأكسيدات النيتروجين

المركب	نسبة النيتروجين	نسبة الأكسجين
N_2O_4	30.4%	69.6%
N_2O_3	؟	؟
N_2O	63.6%	36.4%
N_2O_5	25.9%	74.1%

.

6 ما النسبة المئوية للنيتروجين في المركب N_2O_3؟
   A. 44.7%
   B. 46.7%
   C. 28.1%
   D. 36.8%

7. تحتوي عينة من أكسيد النيتروجين على 1.29g نيتروجين و 3.71g أكسجين. ما المركب؟
   A. N_2O_4
   B. N_2O_3
   C. N_2O
   D. N_2O_5

8. في الجدول الدوري الحديث، تتواجد أشباه الفلزات فقط في
   A. المجمع d.
   B. المجموعات من 13 إلى 17.
   C. المجمع f.
   D. المجموعات 1 و2.

9. ما المجموعة التي تتألف كلها من اللافلزات؟
   A. 1
   B. 13
   C. 15
   D. 18

10. يمكن توقع أن العنصر 118 سيكون له خصائص مشابهة لـ
   A. فلز قلوي أرضي.
   B. هالوجين.
   C. شبه فلز.
   D. غاز نبيل.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

أسئلة ذات إجابات قصيرة

11. اكتب الترتيب الإلكتروني لعنصر الزرنيخ (As).

12. اكتب معادلة الانحلال النووي لانحلال بيتا لعنصر اليود– 131.

13. يُعرِّف طالبان عينة من ماء الصنبور. يقول الطالب A إن مياه الصنبور عبارة عن خليط بينما يقول الطالب B إنه عبارة عن مركب. مَن منهما على صواب؟ برّر إجابتك.

أسئلة ذات إجابات مفتوحة

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 14 و15.

طاقات التأين المتتالية للعناصر المحددة الموجودة في الدورة 2 بوحدة kJ/mol

العنصر	Li	Be	B	C
عدد إلكترونات التكافؤ–	1	2	3	4
طاقة التأين الأولى	520	900	800	1090
طاقة التأين الثانية	7300	1760	2430	2350
طاقة التأين الثالثة		14,850	3660	4620
طاقة التأين الرابعة			25,020	6220
طاقة التأين الخامسة				37,830

14. اربط الزيادة الكبيرة في طاقة التأين بعدد إلكترونات التكافؤ في كل ذرة.

15. توقع طاقة التأين التي تُظهِر أكبر زيادة في طاقة التأين بالنسبة إلى المغنسيوم. فسّر إجابتك.

اختبار الكفاءة الدراسية (SAT) في مادة: الكيمياء

بالنسبة إلى الأسئلة من 16 إلى 19. أجب بصواب أو خطأ للعبارة الأولى وصواب أو خطأ للعبارة الثانية. إذا كانت العبارة الثانية تمثل شرحًا صحيحًا للعبارة الأولى، فاكتب ش ص.

16.	ترتد بعض الجسيمات عن رقاقة الذهب	لأن	النواة سالبة الشحنة.
17.	ترتد بعض الجسيمات عن رقاقة الذهب	لأنها	ترتطم بالبروتونات في النواة.
18.	تمر الكثير من الجسيمات خلال رقاقة الذهب	لأن	الذرات مكونة من بروتونات ونيوترونات وإلكترونات.
19.	رمز جسيم ألفا هو ^4_2He	لأن	البروتونات والنيوترونات لها الكتلة نفسها تقريبًا.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 3

المركَّبات الأيونية والفلزات

الفكرة الرئيسة تتحد مكونات المركَّبات الأيونية مع بعضها بروابط كيميائية تتكون بفعل قوة تجاذب الأيونات المتضادة الشحنة.

الأقسام

1 تكوّن الأيون

2 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

3 أسماء وصيغ المركبات الأيونية

4 الروابط الفلزية وخصائص الفلزات

التجربة الاستهلالية

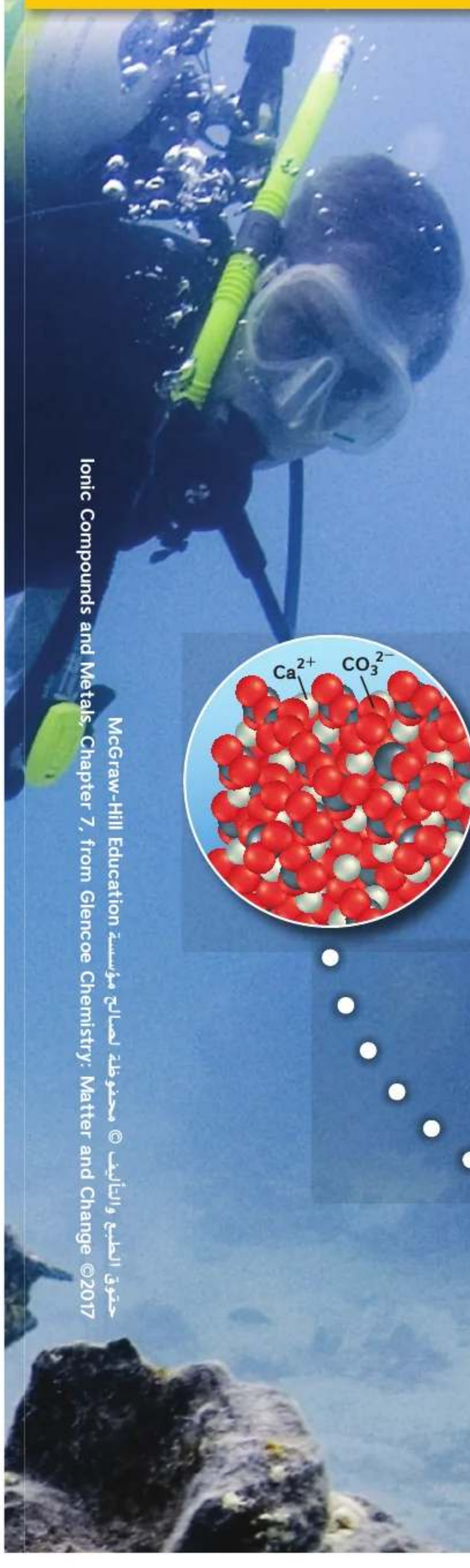
ما المركَّبات التي توصل محاليها التيار الكهربائي؟

لكي توصل أي مادة التيار الكهربائي، ينبغي أن تحتوي على جسيمات مشحونة يمكنها أن تتحرك خلال المادة. وتوصيل الكهرباء خاصية للمادة تعرّفك شيئًا ما عن الترابط.

مطويات® منظم الدراسة

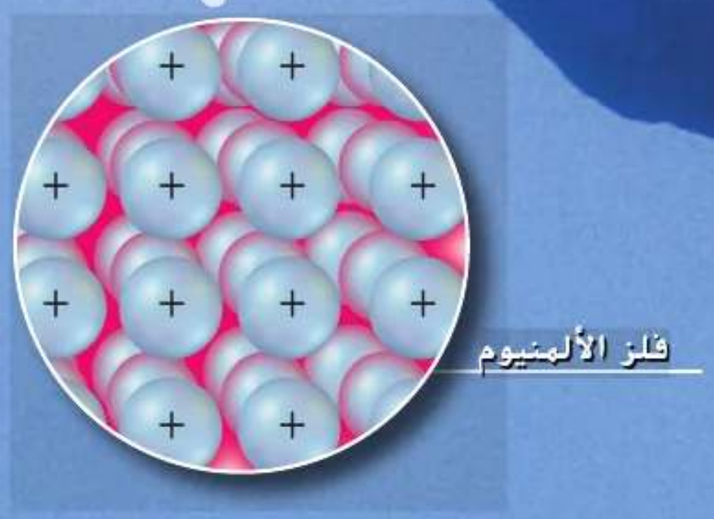
المركَّبات الأيونية

قم بعمل مطوية من ثلاثة أجزاء، وميِّزها بالأسماء على النحو الموضَّح. استخدمها لمساعدتك في تنظيم المعلومات عن المركَّبات الأيونية.



McGraw-Hill Education مؤسسة صالح للطبع والتأليف © محفوظة لصالح حقوق الطبع والتأليف ©2017

Ionic Compounds and Metals, Chapter 7, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017



تحيط المركَّبات الأيونية والفلزات بهذا الغواص. على سبيل المثال، يحمل الخزان الفلزي غاز الأكسجين الذي يبقي الغواص على قيد الحياة تحت الماء. ويكوّن المركَّب الأيوني المتمثل في كربونات الكالسيوم معظم الشعاب المرجانية التي يستشكفها الغواص. وحتى الماء نفسه يحتوي على مركبات أيونية – حيث يوجد 35g من الأملاح الأيونية الذائبة في كل لتر من مياه البحر.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 1

تكوّن الأيون

الفكرة الرئيسة تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر.

الأسئلة الرئيسة

- ما الذي يربط الذرات معًا في الرابطة الكيميائية؟
- كيف تتكوّن الأيونات الموجبة والسالبة؟
- كيف يرتبط تكوّن الأيون بالترتيب الإلكتروني؟

مفردات للمراجعة

قاعدة الثمانية *octet rule*: تميل الذرات إلى أن تكتسب الإلكترونات أو تفقدها أو تشارك بها بغرض الحصول على ثمانية إلكترونات التكافؤ.

مفردات جديدة

رابطة كيميائية	chemical bond
كاتيون	cation
أنيون	anion

الكيمياء في حياتك

لنفترض أنك ذهبت مع مجموعة من أصدقائك إلى الحديقة للعب كرة القدم. حيث ستقابل هناك مجموعة كبيرة تود أن تشارككم اللعب. ولتكوين فريقين، يجب أن تفقد مجموعة أعضاء وتكتسب المجموعة الأخرى هؤلاء الأعضاء. تعمل الذرات أحيانًا بطريقة مشابهة لكي تكوّن المركبات.

إلكترونات التكافؤ والروابط الكيميائية

لنفترض أنك ذهبت في رحلة غوص حيث متعة الغوص تحت سطح المحيط ورؤية عالم يحبس الأنفاس تحت الماء. فقد تستكشف الكائنات الحية الغريبة والملونة التي تعج بها الشعاب المرجانية، مثل المعروضة في **الشكل 1**. تتشكل الشعاب من مركَّب يُطلق عليه كربونات الكالسيوم، وهو مركَّب من آلاف المركَّبات الموجودة على الأرض. كيف يتكون هذا العدد الكبير جدًا من المركَّبات من العناصر القليلة نسبيًا المعروفة؟ يشترك في الإجابة عن هذا السؤال الترتيب الإلكتروني للذرات وطبيعة القوى بين الذرات.

تعلمت في الوحدات السابقة أنّ للعناصر داخل أي مجموعة في الجدول الدوري خواص متشابهة. وتعتمد الكثير من هذه العناصر على عدد إلكترونات التكافؤ للذرة. تدخل إلكترونات التكافؤ هذه في تكوّن الروابط الكيمائية بين ذرتين. **الرابطة الكيميائية** هي القوة التي تربط ذرتين معًا. تتكون الروابط الكيميائية بفعل قوة التجاذب بين النواة الموجبة لذرة واحدة والإلكترونات السالبة لذرة أخرى أو بفعل قوة التجاذب بين أيونات موجبة وأيونات سالبة. يتناول هذا الفصل الروابط الكيميائية المكوّنة عن طريق الأيونات والذرات التي اكتسبت شحنة سالبة أو موجبة. سنلقي الضوء لاحقًا على الروابط التي تتكوّن من مشاركة الإلكترونات.

الشكل 1 نظرًا لأن ثاني أكسيد الكربون يذوب في ماء المحيط، تُنتج أيونات الكربونات. يلتقط المرجان أيونات الكربونات بحيث تنتج بلورات من كربونات الكالسيوم والتي تنفصل بدورها في صورة هيكل خارجي. وعلى مدار الزمن، تتشكل الشعاب المرجانية. تُعدّ الشعاب المرجانية موطنًا معقدًا للمعيشة يضم الكائنات المرجانية والطحالب والرخويات وشوكيات الجلد ومجموعة متنوعة من الأسماك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 1 الترميز النقطي للإلكترونات

المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
المخطط	$Li\cdot$	$\cdot Be\cdot$	$\cdot \dot{B}\cdot$	$\cdot \dot{C}\cdot$	$\cdot \ddot{N}\cdot$	$\cdot \ddot{O}:$	$:\ddot{F}:$	$:\ddot{Ne}:$

مطويات®
ضمّن مطويتك معلومات من هذا القسم.

إلكترونات التكافؤ تذكر أنّ الترميز النقطي للإلكترونات هو نوع من أنواع المخططات المستخدمة لتوضيح إلكترونات التكافؤ. يُعدّ الترميز النقطي للإلكترونات مفيدًا للغاية عند استخدامه لتوضيح تكوّن الروابط الكيميائية. يوضح **الجدول 1** العديد من الأمثلة على الترميز النقطي للإلكترونات. على سبيل المثال، الكربون، الذي له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$. لديه أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني. تُمثّل إلكترونات التكافؤ بواسطة أربع نقاط حول الرمز C الموجود في الجدول.

تذكّر أيضًا أنّ طاقة التأين تُشير إلى مدى سهولة فقدان الذرة للإلكترون وأن الميل الإلكتروني يشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تُظهر الغازات النبيلة، التي تتميّز بطاقات التأين العالية وميل إلكتروني منخفض نقصًا عامًا في النشاط الكيميائي. تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها بحيث تُشكّل مركّبات متعددة. ويرتبط الاختلاف في النشاط الكيميائي مباشرة بإلكترونات التكافؤ.

الاختلاف في النشاط الكيميائي يعتمد على قاعدة الثمانية (الترتيب المستقر الذي يحتوي على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الأبعد). تمتلك الغازات النبيلة الخاملة ترتيبات إلكترونية يكون فيها مستوى الطاقة الخارجي ممتلئ. يمتلئ هذا المستوى بإلكترونين بالنسبة إلى ذرة الهيليوم ($1s^2$) وثمانية إلكترونات بالنسبة إلى الغازات النبيلة الأخرى ($ns^2 np^6$). تميل العناصر إلى التفاعل لاكتساب التركيب الإلكتروني المستقر لأي غاز نبيل.

تكوين الأيون الموجب

يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ للوصول إلى الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل. يُسمى الأيون موجب الشحنة **كاتيون**. لفهم تكوّن أي أيون موجب، قارن بين الترتيبات الإلكترونية للغاز النبيل النيون(العدد الذري 10) وفلز الصوديوم القلوي (العدد الذري 11).

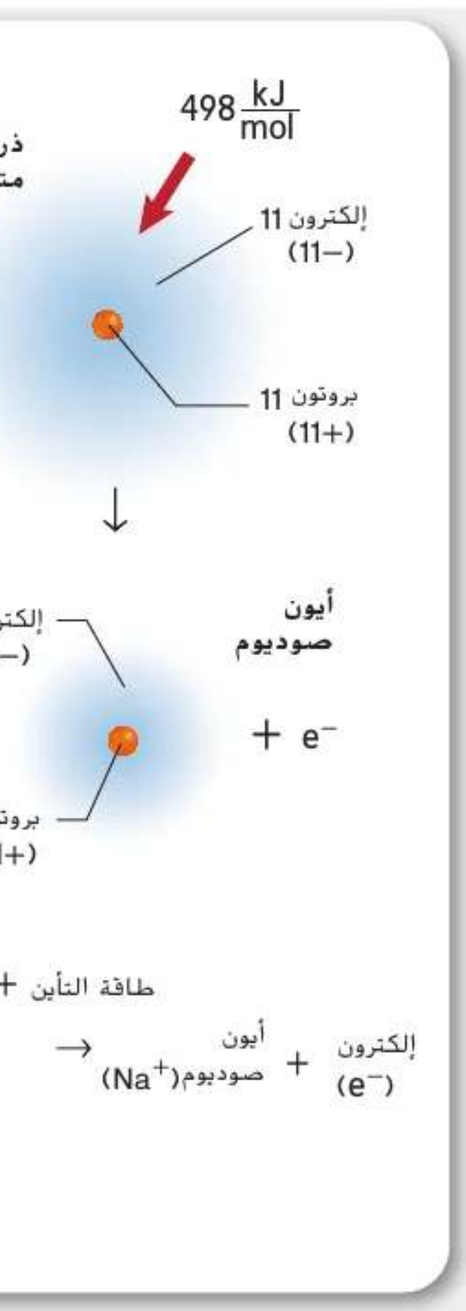
ذرة النيون (Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$

ذرة الصوديوم (Na) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

لاحظ أنّ ذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s؛ وهي تختلف عن النيون بإلكترون تكافؤ واحد عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الخارجي. يُصبح الترتيب الإلكتروني الناتج مماثلًا للنيون. يوضح **الشكل 2** كيف تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الخاص بها لتصبح كاتيون صوديوم.

بفقد الإلكترون، تكتسب ذرة الصوديوم الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر للنيون. ومن المهم أن تفهم أيضًا أنه على الرغم من أن الصوديوم له الآن الترتيب الإلكتروني للنيون، فالصوديوم لا يُعتبر مثل النيون. فهو أصبح أيون صوديوم بشحنة موجبة أحادية. ولا تزال الـ 11 بروتونًا التي تميّز الصوديوم على حالها داخل النواة.

التأكد من فهم النص **حدّد** عدد الإلكترونات الموجودة في المستوى الأبعد المرتبط بحالة الاستقرار القصوى.



الشكل 2 في تكوّن الأيون الموجب، تفقد الذرة المتعادلة إلكترونًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. الذرة متعادلة لأنها تحتوي على عدد متساوٍ من البروتونات والإلكترونات؛ أما الأيون فيحتوي على عدد بروتونات أكبر من الإلكترونات وأيضًا شحنته موجبة.
حلّل هل يتطلب إزالة إلكترون من ذرة متعادلة طاقة أم تنتج طاقة؟

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الجدول 2 أيونات المجموعات 1 و2 و13

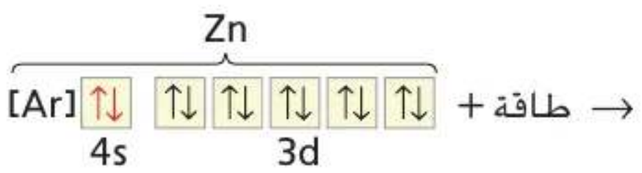
المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	+1 عند فقد الإلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	+2 عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	+3 عند فقد إلكترونات s^2p^1

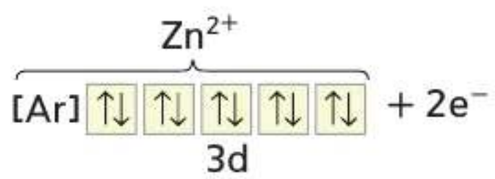
أيونات الفلزات ذرات الفلزات نشطة كيميائيًا؛ لأنها تفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة. تُعتبر الفلزات الموجودة في المجموعة 1 و 2 هي أكثر الفلزات نشاطًا كيميائيًا في الجدول الدوري. على سبيل المثال، يكوّن البوتاسيوم والمغنسيوم، وهما عنصران في المجموعة 1 والمجموعة 2 على التوالي، أيونات K^+ و Mg^{2+}. تكوّن أيضًا بعض ذرات المجموعة 13 أيونات. يتم تلخيص الأيونات التي تتكوّن عن طريق ذرات الفلزات من المجموعة 1 و 2 و 13 في **الجدول 2**.

أيونات الفلزات الانتقالية تذكر أن الفلزات الانتقالية بوجه عام مستوى الطاقة الخارجي لها هو ns^2. وبالانتقال من اليسار إلى اليمين خلال أي دورة، تملأ ذرات كل عنصر المستوى الفرعي الداخلي d. عند تكوين أيونات موجبة، تفقد عادة الفلزات الانتقالية إلكتروني التكافؤ لها مكونة أيونات +2. ومع ذلك، يحتمل أن تُفقد أيضًا إلكترونات المستوى d. ولهذا، فإن الفلزات الانتقالية عادة ما تكون أيونات +3 أو أكبر، وفقًا لعدد الإلكترونات الموجودة في الترتيب الإلكتروني. ويصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي ستفقد. على سبيل المثال، يكون الحديد (Fe) كلاً من الأيون Fe^{2+} وFe^{3+}. القاعدة المفيدة التي تُطبّق علىهذه الفلزات تنص على أنها تكوّن أيونات بشحنة +2 أو +3.

الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل على الرغم من أن تحقيق قاعدة الثمانية هو الترتيب الإلكتروني الأكثر استقرارًا، يمكن أن توفر الترتيبات الإلكترونية الأخرى أيضًا الاستقرار. على سبيل المثال، تفقد العناصر في المجموعة 11 إلى 14 لتكوّن مستوى طاقة خارجي يحتوي على المستويات الفرعية s وp و d. ويُشار إلى هذه الترتيبات الإلكترونية المستقرة نسبيًا بترتيبات الغازات شبه النبيلة. يوضح **الشكل 3** أن لذرة الخارصين الترتيب الإلكتروني $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$. عند تكوين أيون، تفقد ذرة الخارصين إلكتروني المستوى 4s في مستوى الطاقة الخارجي وينتج عن ذلك الترتيب المستقر $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$ ويسمى الترتيب الإلكتروني للغاز شبه النبيل.

الشكل 3 عندما يتفاعل الخارصين مع اليود، تسبب الحرارة الناتجة عن التفاعل في تسامي اليود الصلب إلى بخار أرجواني اللون. يتكون بقعر الأنبوب ZnI_2 الذي يحتوي على أيونات Zn^{2+} مع ترتيب إلكتروني لغاز شبه نبيل.





عندما يُفقد إلكترونا التكافؤ الموجودان في المستوى 4s، يتم الوصول إلى ترتيب الغاز شبه النبيل الذي يتألف من المستويات الفرعية الممتلئة s وp وd. لاحظ أنّ المستويات الفرعية 3s و3p موجودة كجزء من ترتيب [Ar] .

McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف

الجدول 3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	الترتيب	شحنة الأيون المتكون
15	ns^2np^3 [غاز نبيل]	3- عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	ns^2np^4 [غاز نبيل]	2- عند اكتساب إلكترونين
17	ns^2np^5 [غاز نبيل]	1- عند اكتساب إلكترون

تكوين الأيون السالب

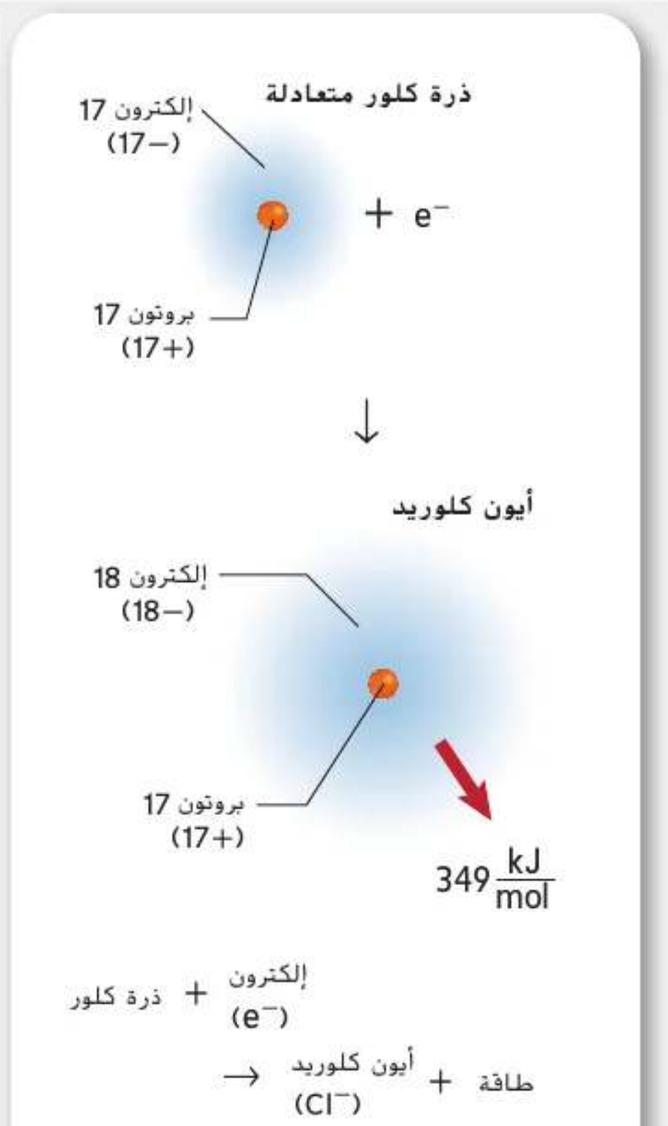
تكتسب اللافلزات التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري إلكترونات بسهولة للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الخارجي المستقر. افحص **الشكل 4**. للحصول على ترتيب الغاز النبيل، يكتسب الكلور إلكترونًا واحدًا ويكوّن أيونًا بشحنة 1-. بعد اكتساب الإلكترون، يكون لأيون الكلوريد الترتيب الإلكتروني لذرة الأرجون.

ذرة الكلور (Cl)	$1s^22s^22p^63s^23p^5$
ذرة الأرجون (Ar)	$1s^22s^22p^63s^23p^6$
أيون الكلوريد (Cl^-)	$1s^22s^22p^63s^23p^6$

الأنيون هو أيون سالب الشحنة. لتسمية أي أنيون، تتم إضافة المقطع (-يد) *ide-* في نهاية اسم جذر العنصر. ولهذا، تُصبح ذرة الكلور أنيون كلوريد. ما هو اسم أنيون النيتروجين؟

أيونات اللافلزات كما هو موضح في **الجدول 3**، تكتسب اللافلزات عددًا من الإلكترونات بحيث يصبح عدد إلكترونات تكافؤها 8. على سبيل المثال على أنّ الفوسفور له خمسة إلكترونات تكافؤ. لتكوين الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر، تكسب الذرة ثلاثة إلكترونات وتكون أيون الفوسفيد بشحنة 3-. وبالمثل، تكتسب ذرة الأكسجين، التي لها ستة إلكترونات تكافؤ، إلكترونين وتكون أيون أكسيد بشحنة 2-.

تفقد بعض اللافلزات الأخرى أو تكسب عددًا من الإلكترونات لتكوّن الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر. يفقد الفوسفور على سبيل المثال خمسة إلكترونات إضافة إلى اكتساب ثلاثة. ومع ذلك، تكسب عناصر المجموعة 15 بوجه عام ثلاثة إلكترونات وتكسب عناصر المجموعة 16 إلكترونين وتكسب المجموعة 17 إلكترونًا واحدًا للوصول إلى الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر.



الشكل 4 أثناء تكوين أيون الكلوريد السالب تكسب الذرة المتعادلة إلكترونًا واحدًا. تُطلق العملية 349kJ/mol من الطاقة.

قارن كيف تتم مقارنة تغييرات الطاقة المصاحبة لتكون الأيون السالب والموجب؟

القسم 1 مراجعة

ملخص القسم

- الرابطة الكيميائية هي القوة التي تربط ذرتين معًا.
- تكون بعض الذرات أيونات لاكتساب الاستقرار.
- يتطلب الترتيب المستقر مستوى طاقة خارجيًا مكتملًا يتألف عادة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات عن طريق فقد أو اكتساب إلكترونات التكافؤ.
- يبقى عدد البروتونات دون تغيير أثناء تكون الأيون.

1. **الفكرة الرئيسة قارن** بين استقرار ذرة الليثيوم واستقرار أيونها Li^+.
2. **صِف** سببين مختلفين لقوة التجاذب في الرابطة الكيميائية.
3. **طبّق** لماذا تكون جميع العناصر في المجموعة 18 غير نشطة كيميائيًا بينما العناصر في المجموعة 17 نشطة جدًا؟
4. **لخّص** تكوين الرابطة الأيونية عن طريق إستخدام هذه المصطلحات بشكل صحيح: كاتيون وأنيون واكتساب إلكترون وفقدان إلكترون.
5. **طبّق** اكتب الترتيب الإلكتروني لكل ذرة، ثم توقع التغييرات التي ينبغي أن تحدث في كل مرة للوصول إلى ترتيب الغاز النبيل.
   a. النيتروجين **b.** الكبريت **c.** الباريوم **d.** الليثيوم
6. **نمذج** ارسم نماذج لتمثيل تكوين أيون الكالسيوم الموجب وأيون البروميد السالب.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 2

الروابط الأيونية والمركَّبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتجاذب الأيونات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض مكوّنة مركَّبات أيونية متعادلة كهربائيًا.

الأسئلة الرئيسة

- كيف تتكوّن الروابط الأيونية وكيف ترتّب الأيونات في مركَّب أيوني؟
- ما الذي يمكنك أن تستنجه حول قوة الروابط الأيونية بناءً على الخصائص الفيزيائية للمركَّبات الأيونية؟
- هل تكوّن الرابطة الأيونية طارد للحرارة أم ماص للحرارة؟

مفردات للمراجعة

مركَّب *compound*: تركيبة كيميائية من عنصرين مختلفين أو أكثر .

مفردات جديدة

رابطة أيونية	ionic bond
مركَّب أيوني	ionic compound
شبكة بلورية	crystial lattice
إلكتروليت	electrolyte
طاقة الشبكة	lattice energy

الكيمياء في حياتك

هل حاولت من قبل فصل طبقات من غطاء بلاستيكي ملتصقة مع بعضها؟ تجذب الطبقات التي يصعب فصل بعضها عن بعض بسبب أسطحها مختلفة الشحنة.

تكوّن الرابطة الأيونية

ما العوامل المشتركة في التفاعلات الموضحة في **الشكل 5**؟ في كلتا الحالتين، تتفاعل العناصر بعضها مع بعض لتكوّن مركَّبًا. يوضح **الشكل 5a** التفاعل بين ذرات الصوديوم والكلور. خلال هذا التفاعل، تفقد ذرة الصوديوم إلكترون تكافؤها وتُصبح أيونًا موجبًا. تقبل ذرة الكلور الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لها وتُصبح أيونًا سالبًا. تتجاذب الأيونات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض مكونة المركَّب كلوريد الصوديوم. يُشار إلى القوة الإلكتروستاتيكية التي تجمع الجسيمات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض في مركَّب أيوني **بالرابطة الأيونية**.

والمركَّبات التي تحتوي على روابط أيونية يُطلق عليها **مركَّبات أيونية**. إذا تكونت الروابط الأيونية بين فلزات والأكسجين اللافلزي، تتكون الأكسيدات. ويُطلق على أغلب المركَّبات الأيونية الأخرى أملاح.

المركَّبات الأيونية الثنائية تحتوي آلاف المركَّبات على روابط أيونية. تكون الكثير من المركَّبات الأيونية ثنائية. وهذا يعني أنها تحتوي على عنصرين مختلفين فقط. وتحتوي المركَّبات الأيونية الثنائية على كاتيون فلزي وأنيون لافلزي. يُعتبر كلوريد الصوديوم (NaCl) مركَّبًا ثنائيًا؛ لأنه يحتوي على عنصرين مختلفين، وهما الصوديوم والكلور. كما أنّ أكسيد المغنيسيوم (MgO)، ناتج التفاعل الموضَّح في **الشكل 5b**، أيضًا مركَّب أيوني ثنائي.

■ **الشكل 5** ينتج كل تفاعل من هذه التفاعلات الكيميائية مركَّبًا أيونيًا ويُطلق في الوقت نفسه كمية كبيرة من الطاقة. *a*. يُنتج التفاعل الذي يحدث بين عنصر الصوديوم وغاز الكلور بلورات صلبة بيضاء. b. عند احتراق شريط من فلز المغنيسيوم في الهواء، فإنه يكوّن المركَّب الأيوني أكسيد المغنيسيوم.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

المطويات

ضمن مطويتك معلومات من هذا القسم.

الشحنات وتكوّن المركَّبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركَّبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال، تفحص طريقة تكوين فلوريد الكالسيوم. إن الترتيب الإلكتروني للكالسيوم هو $[Ar]4s^2$، ويحتاج إلى فقد إلكترونين للوصول إلى الترتيب المستقر للأرجون. أما الترتيب الإلكتروني للفلور فهو $[He]2s^22p^5$، وينبغي أن يكتسب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى الترتيب المستقر للنيون. ونظرًا لأن عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة ينبغي أن يكون متساويًا، فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لقبول الإلكترونين المفقودين من ذرة الكالسيوم.

$$1\ Ca\ ion\left(\frac{2+}{Ca\ ion}\right) + 2\ F\ ions\left(\frac{1-}{F\ ion}\right) = (1)(2+) + (2)(1-) = 0$$

وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF_2) تساوي صفر. **الجدول 4** يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركَّب أيوني، مثل: كلوريد الصوديوم.

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية

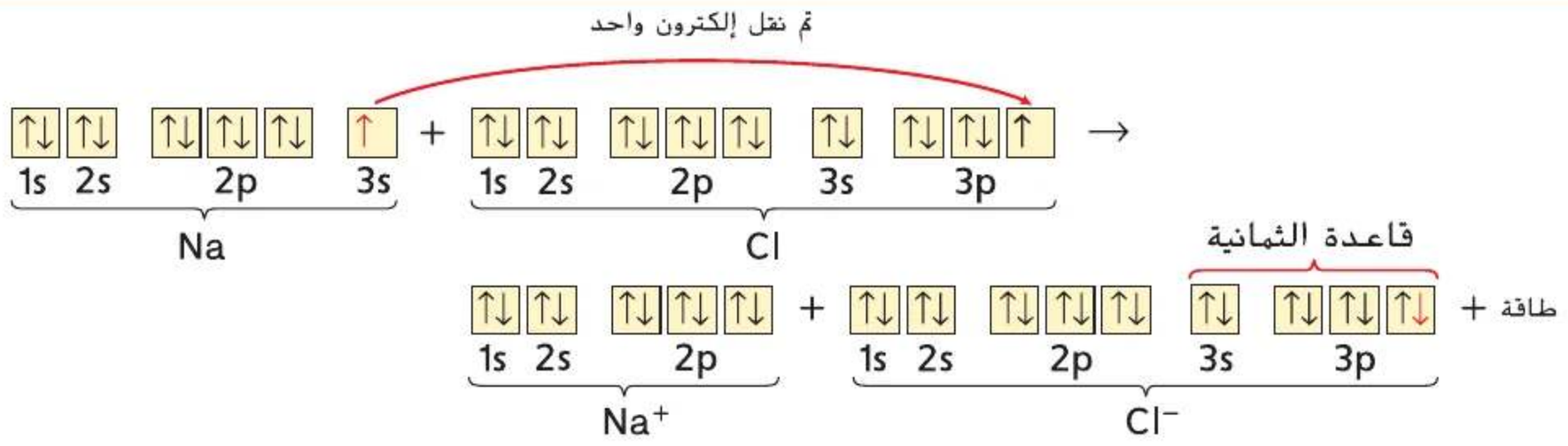
$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- +$ طاقة

الترتيبات الإلكترونية

تم نقل إلكترون واحد.

$\underbrace{[Ne]3s^1}_{Na} + \underbrace{[Ne]3s^23p^5}_{Cl} \rightarrow \underbrace{[Ne]}_{Na^+} + \underbrace{[Ar]}_{Cl^-} +$ طاقة

الترميز الفلكي

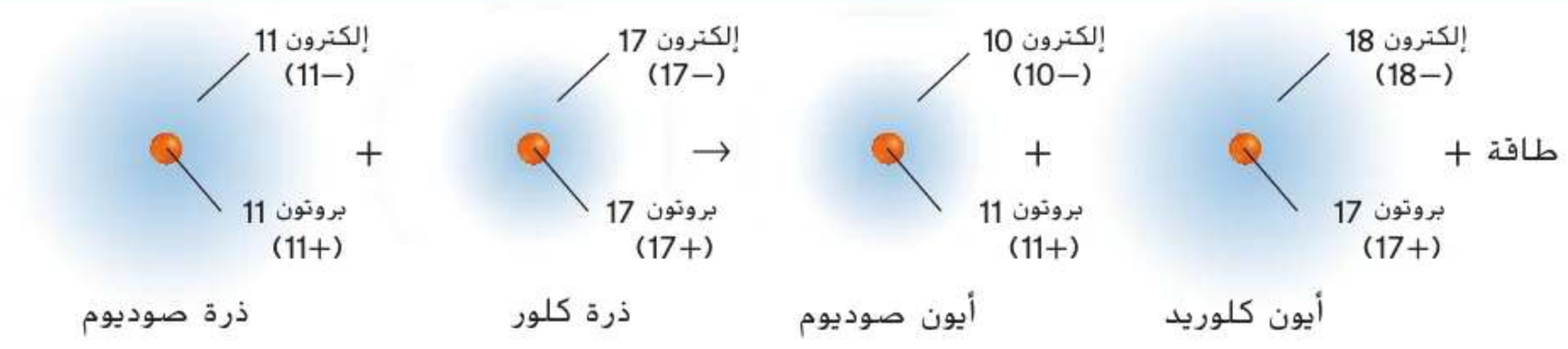


الترميز النقطي للإلكترونات

تم نقل إلكترون واحد.

$Na\odot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^+ + [:\ddot{Cl}:]^- +$ طاقة

النماذج الذرية



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

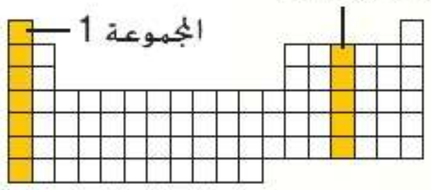
لنأخذ أكسيد الألمنيوم، الذي يتكون كطبقة بيضاء على كراسي الألمنيوم، كمثال آخر. للوصول إلى ترتيب الغاز النبيل، تفقد كل ذرة ألمنيوم ثلاثة إلكترونات وتكتسب كل ذرة أكسجين إلكترونين. ولهذا، يتطلب توفر ثلاث ذرات أكسجين لقبول الإلكترونات الستة المفقودة من ذرتي الألمنيوم. ويكون المركَّب المتعادل المتكوّن أكسيد الألمنيوم (Al_2O_3).

$$2\ \text{Al ions}\left(\frac{3+}{\text{Al ion}}\right) + 3\ \text{O ions}\left(\frac{2-}{\text{O ion}}\right) = 2(3+) + 3(2-) = 0$$

تطبيقات

اشرح كيفية تكوين المركب الأيوني من هذه العناصر.

7. الصوديوم والنيتروجين
8. الليثيوم والأكسجين
9. السترونشيوم والفلور
10. الألمنيوم والكبريت
11. **تحدي** اشرح كيف تتحد العناصر في المجموعتين المجموعة 15 الموضّحتين في الجدول الدوري المبين على اليسار لتكوين مركَّب أيوني.



خصائص المركَّبات الأيونية

تحدِّد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. بالنسبة إلى المركَّبات الأيونية، تكوّن الروابط الأيونية بنية تركيبية فريدة لا تشبه تلك التي تكونها المركَّبات الأخرى. تساهم البنية التركيبية للمركَّبات الأيونية في طبيعة خصائصها الفيزيائية. لقد جرى استخدام هذه الخصائص في الكثير من التطبيقات كالتي يبيّنها **الشكل 6**.

البنية التركيبية في أي مركَّب أيوني، يجتمع عدد كبير من الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض بنسبة يحددها عدد الإلكترونات المنتقلة من ذرة فلزية إلى ذرة لافلزية. وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر منتظم يوازن قوى التجاذب والتنافر بين الأيونات.

■ الشكل 6

أهم المراحل في الروابط الفلزية والأيونية

ساعدت سلسلة من الاكتشافات العلماء على فهم خصائص المواد الفلزية والأيونية – مما فتح الطريق إلى تصنيع مواد وأدوات جديدة.

1897 يرجح جوزيف جون طومسون أن الإلكترونات تؤدي دورًا أساسيًا في الرابطة الكيميائية.

1900

1910

1913 يكشف التصوير بالأشعة السينية عن ترتيب أيونات الصوديوم وأيونات الكلور في كلوريد الصوديوم ضمن أنماط هندسية منتظمة.

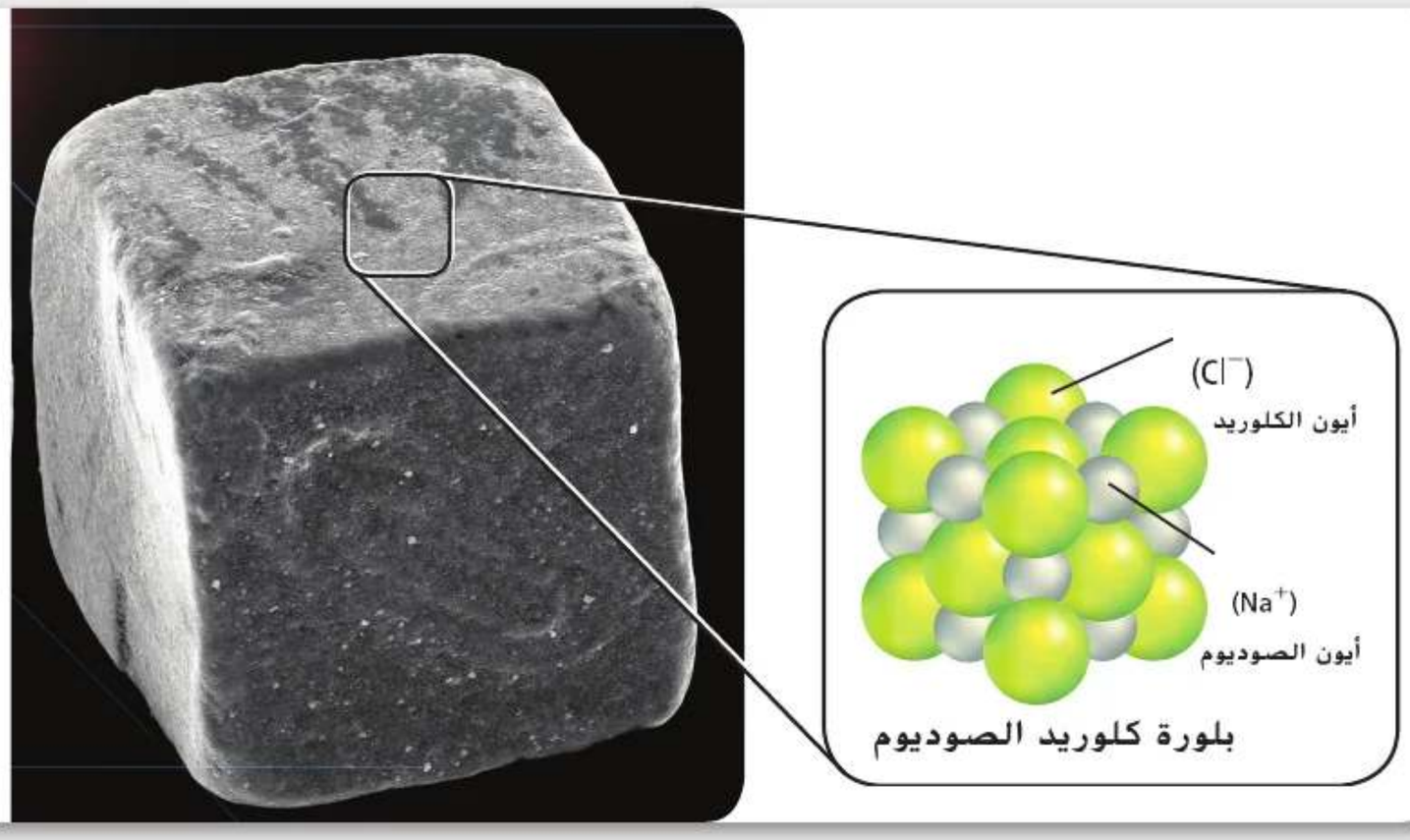
1916 يقترح جيلبرت لويس نظرية الترابط بناءً على تبادل الإلكترونات بين الذرات.

1930

1932 سمح مقياس السالبية الكهربائية للعلماء بتحديد مقدار القوة النسبية لجذب كل عنصر للإلكترونات.

حوالي 1940 يُطوّر الاختصاصيون في الفلزات سبائك تؤدي وظيفتها تحت درجات الحرارة والضغط العاليين وقوة الطرد المركزي. واستخدمت هذه السبائك في ما بعد في المحركات النفاثة ومركبات الفضاء.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 7** تركيب بلورة كلوريد الصوديوم مرتب ترتيبًا عاليًا. عند المشاهدة بواسطة مجهر إلكتروني ماسح، يظهر الشكل المكعب لبلورة كلوريد الصوديوم.

حدد ما نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة؟

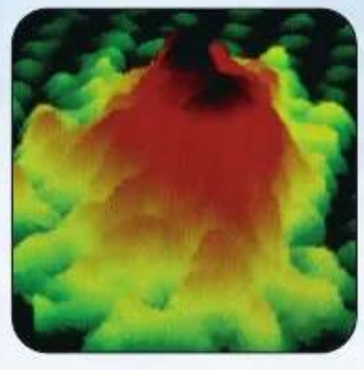
تفحص نمط الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم الموضَّح في **الشكل 7**. لاحظ الطبيعة عالية التنظيم للبلورة الأيونية – التباعد المتسق للأيونات والنمط الموحد التي تكونه. على الرغم من أن أحجام الأيونات لا تتشابه، يُحاط كل أيون صوديوم في البلورة بستة أيونات كلوريد ويُحاط كل أيون كلوريد بستة أيونات صوديوم. ما الشكل الذي تتوقعه لبلورة كبيرة من هذا المركَّب؟ كما هو موضَّح في **الشكل 7**، تُنتج نسبة واحد إلى واحد من أيونات الكلوريد والصوديوم بلورة مكعبة عالية الترتيب. وكما هو الحال في جميع المركَّبات الأيونية، كما في مركب كلوريديد الصوديوم (NaCl)، لا تتكون الوحدة المفردة من أيون صوديوم واحد وأيون كلوريد واحد فقط، ولكن توجد أعداد كبيرة من أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد بعضها مع بعض. إذا أمكنك ذلك، فاستعن بعدسة مكبّرة واستخدمها لفحص بعض بلورات ملح الطعام (NaCl). ما هو شكل بلورات ملح الطعام الصغيرة؟

☑ **التأكد من فهم النص** **فسّر** ما الذي يحدد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في بلورة أيونية.

1962 اكتشاف سبيكة النيكل والتيتانيوم التي لها القدرة على استعادة شكلها بعد تشكيلها "ذاكرة الشكل"، وتستعمل كثيرا في تقويم الأسنان.

2004 يطوّر العلماء سبيكة الجادولينيوم والنيكل التي تمتص النيوترونات المشعة المنبعثة من النفايات النووية. وتُستخدم أيضًا في نقل وتخزين الوقود النووي الشديد الاشعاع.

2010 2000 1990 1970



1981 اختراع المجهر الماسح الأنبوبي يسمح للباحثين بدراسة الصور على المقياس الذري بثلاثة أبعاد.

2009 ارتفاع معدل إعادة تدوير علب الألمنيوم في الولايات المتحدة إلى 57%. توفر إعادة التدوير 95% من الطاقة المطلوبة لاستخلاص الألمنيوم من مواده الخام.

2014 يطوّر علماء ناسا عملية طباعة ثلاثية الأبعاد يمكن من خلالها بناء قطعة فلزية واحدة من سبائك مختلفة بدلًا من بناء القطعة من أجزاء مختلفة ملحومة بعضها مع بعض. على سبيل المثال، يمكن طباعة قطعة من سبيكة غير نشطة على أحد الجوانب ومن سبيكة مغناطيسية على الجانب الآخر.

McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف

الأرجونيت ($CaCO_3$) | الباريت ($BaSO_4$) | البريل ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$)

الشكل 8 الأرجونيت ($CaCO_3$) والباريت ($BaSO_4$) والبريل ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$) هي أمثلة على المعادن التي تمثل المركَّبات الأيونية. تترابط الأيونات التي تكوّن تلك المعادن بعضها مع بعض في شبكة بلورية. ينتج عن الاختلافات في شحنة وحجم الأيون أشكال بلورية أيونية.

ينتج عن التجاذبات القوية بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة في مركَّب أيوني تكوّن شبكة بلورية. **والشبكة البلورية** عبارة عن ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسيمات. يُحاط كل أيون موجب في أي شبكة بلورية بأيونات سالبة ويُحاط كل أيون سالب بأيونات موجبة. تتنوع البلورات الأيونية في الشكل بسبب الأحجام والأعداد النسبية للأيونات المترابطة كما هو موضَّح من خلال المعادن في **الشكل 8**.

الربط بعلم الأرض المعادن الموضَّحة في **الشكل 8** هي بعض الأنواع القليلة التي يدرسها أخصائيو المعادن والعلماء الذي يدرسون المعادن. وهم يستفيدون من العديد من مخططات التصنيف لترتيب آلاف المعادن غير المعروفة. وتصنَّف هذه المعادن حسب اللون والخصائص البلورية والصلابة والخصائص الكيميائية والمغناطيسية والكهربائية والعديد من الخصائص الأخرى المستخدمة في تصنيف المعادن. ويمكن أيضًا استخدام أنواع الأنيونات الموجودة في المعادن في التعرّف عليها. على سبيل المثال، تمثل السيليكات أكثر من ثلث المعادن غير المعروفة، وهي معادن تحتوي على أنيون يتألف من اتحاد السيليكون مع الأكسجين. تحتوي الهاليدات على أيونات الفلوريد والكلوريد والبروميد واليود. وتشمل فئات المعادن الأخرى الأنيونات التي تحتوي على البورون والتي تعرف بالبورات والأنيونات التي تحتوي على الأكسجين والكربون والتي تعرف باسم الكربونات.

التأكد من فهم النص **حدِّد** أي المعادن الموضحة في **الشكل 8** سيليكات وأيها كربونات.

الخصائص الفيزيائية تُعتبر درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخصائص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة تجاذب الجسيمات التي تكون المادة بعضها مع بعض. وثمة خاصية أخرى – وهي قدرة المادة على توصيل الكهرباء – تعتمد على وفرة الجسيمات المشحونة التي تتحرك بحرية. والأيونات عبارة عن جسيمات مشحونة ومن ثمَّ فإن قدرتها على الحركة بحرية من عدمها يحدد إذا ما كان المركَّب الأيوني يوصل الكهرباء أم لا. في الحالة الصلبة، تكون الأيونات الموجودة في المركَّب الأيوني مقيدة في أماكنها بفعل قوى التجاذب الكبيرة. ونتيجة لذلك لا توصل المواد الصلبة الأيونية الكهرباء.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 5 درجات انصهار وغليان بعض المركَّبات الأيونية

المركَّب	درجة الانصهار (C°)	درجة الغليان (C°)
NaI	660	1304
KBr	734	1435
NaBr	747	1390
$CaCl_2$	782	1600<
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

تتغير الحالة بصورة جذرية عندما تنصهر المادة الصلبة الأيونية لتصبح سائلة أو تذوب في المحلول. وتصبح الأيونات – التي كانت مقيدة في أماكنها – حرة الحركة وتوصل التيار الكهربائي. وتُعتبر المركَّبات الأيونية في المحلول وفي الحالة السائلة موصلات ممتازة للكهرباء. ويُطلق على المركَّب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي اسم "**الإلكتروليت**".

ونظرًا لأن الروابط الأيونية قوية نسبيًا، فإن البلورات الأيونية تتطلب كمية كبيرة من الطاقة لتنكسر إلى أجزاء. ولهذا، يكون للبلورات الأيونية درجات انصهار وغليان مرتفعة، كما هو موضَّح في **الجدول 5**. وتمتاز الكثير من البلورات، ومنها الأحجار الكريمة، بألوانها الزاهية، وذلك بسبب وجود فلزات انتقالية في الشبكات البلورية.

وتكون أيضًا البلورات أجسامًا هشّة و قوية و صلبة بسبب قوى التجاذب الكبيرة التي تثبت الأيونات في مكانها. عند تطبيق قوة كبيرة على البلورة – قوة كافية للتغلب على قوى التجاذب التي تثبت الأيونات في مكانها داخل البلورة – تتهشم البلورة أو تتفتت إلى أجزاء كما في **الشكل 9**. لأن القوة الخارجية المُطبقة تحرك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض ،مما يجعل قوى التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء.

المفردات

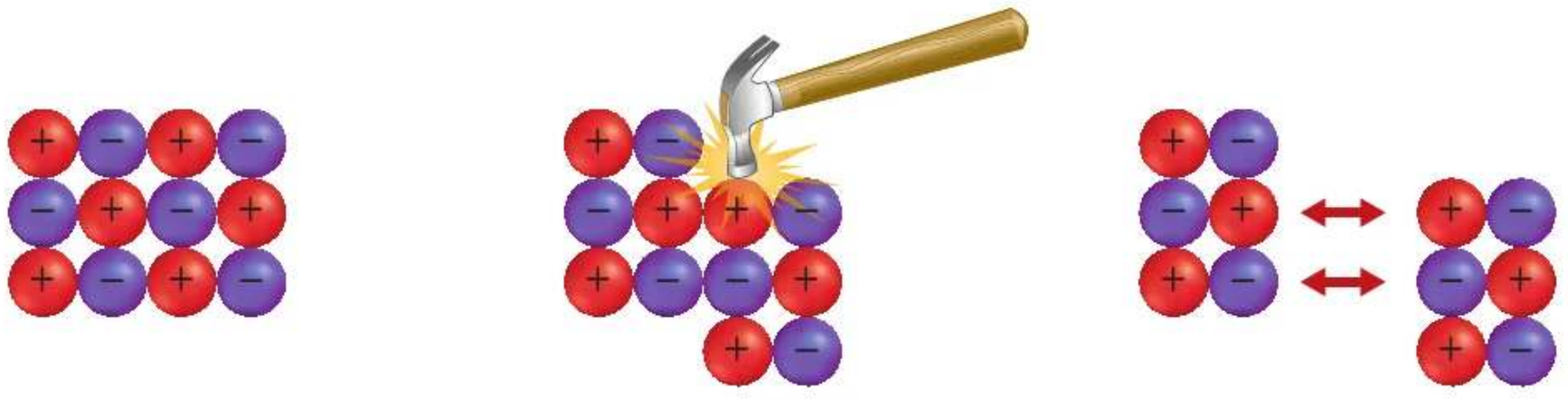
الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العام

توصيل –

الاستخدام العلمي: القدرة على نقل الضوء أو الحرارة أو الصوت أو الكهرباء.
المادة لم توصل الكهرباء جيدًا.

الاستخدام العام: توصيل الأمانة إلى أهلها أي إبلاغهم إياها.

الشكل 9 تثبت قوى التجاذب. الكبيرة الأيونات في مكانها حتى توجد قوة كافية للتغلب على التجاذب.



قوى التنافر تصدع وتكسر البلورة

قوة التنافر التي تكونت بين الأيونات متشابهة الشحنة تصدع وتكسر البلورة.

القوة المُطبقة تعيد تنظيم الجسيمات

إذا كانت القوة المطبقة كبيرة بشكلٍ كافٍ، فإنها تحرك الأيونات من أمكانها.

بلورة أيونية

قبل تطبيق القوة، يكون للبلورة نمط موحد من الأيونات.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الطاقة والرابطة الأيونية

تُمتص الطاقة أو تُطلق أثناء التفاعل الكيميائي. في حالة امتصاص الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي، يكون التفاعل ماصًا للحرارة. وفي حالة إطلاق الطاقة، يكون التفاعل طاردًا للحرارة.

وتكون دائمًا عملية تكون المركَّبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية طاردة للحرارة. تكوّن قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة نظامًا أكثر استقرارًا حيث تكون طاقته أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة المُطلقة خلال تكون الرابطة، تنكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض.

طاقة الشبكة نظرًا لأن الأيونات في المركَّبات الأيونية تترتب في شبكة بلورية، فإن الطاقة المطلوبة لفصل مول واحد من الأيونات وأي مركَّب أيوني تسمى "**طاقة الشبكة**". وتنعكس قوة القوى التي تثبت الأيونات في مكانها من خلال طاقة الشبكة. فكلما كانت قوة طاقة الشبكة كبيرة، زادت قوة التجاذب..

ترتبط طاقة الشبكة مباشرة بحجم الأيونات المترابطة. وتكوّن الأيونات الأصغر مركَّبات ذات شحنات أيونية متقاربة المسافة كثيرًا. ونظرًا لأن القوة الإلكتروستاتيكية للتجاذب، بين الشحنات المتضادة تزداد كلما قلت المسافة بين الشحنات، فإن الأيونات الصغيرة تنتج قوى تجاذب كبيرة بين الأيونات وتكون الطاقة الشبكية كبيرة. فعلى سبيل المثال، طاقة الشبكة البلورية لمركَّب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركَّب كلوريد البوتاسيوم؛ نظرًا لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

مختبر تحليل البيانات

استنادًا إلى بيانات حقيقية

تفسير البيانات

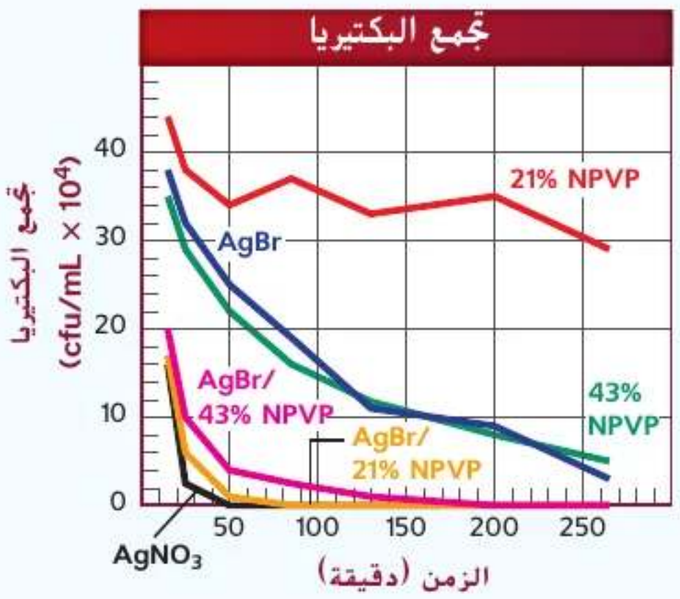
هل دمج جزيئات صغيرة من الفضة في بوليمر يكسبه خصائص مضادة للميكروبات؟ آختبر الباحثون الخصائص المضادة للميكروبات لمادة مركَّبة جديدة – البوليمر poly(4-vinyl-N-hexylpyridinium bromide)، تعرف باسم NPVP وتجذب الكاتيونات. من المعروف أن أيونات الفضة المستخلصة من بروميد الفضة ونيترات الفضة يكون لها خصائص مضادة للميكروبات. تم دمج بروميد الفضة في بوليمر NPVP. اختبر العلماء الخصائص المضادة للميكروبات للمادة المركَّبة. أظهرت نتائجهم الموضَّحة في الرسم نموًا في بكتيريا إي. كولاي على مدار فترة بلغت أربع ساعات تقريبًا. يمثل كل خط انتشار بكتيريا إي. كولاي استجابة لادخال مواد معينة.

التفكير الناقد

1. **فسِّر** هل حسنت إضافة بروميد الفضة (AgBr) إلى NPVP من خصائص المركَّب المضادة للميكروبات؟

*أُخذت البيانات من: Sambhy, V., et al. Published on the Web 7/7/2006. Silver Bromide Nanoparticle/Polymer Composites. *Journal of the American Chemical Society*.

البيانات والملاحظات



2. **فسِّر** ما المركَّب الذي قلل انتشار بكتيريا إي. كولاي إلى الصفر؟ ما المدة التي تستغرقها كل مادة في تقليل انتشار البكتيريا إلى الصفر؟
3. **استنتج** هل يظهر بوليمر المركَّب الذي يحتوي على NPVP وبروميد الفضة خصائص مضادة للميكروبات؟ فسر إجابتك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية لبعض المركَّبات الأيونية

المركَّب	طاقة الشبكة البلورية (*kJ/mol*)	المركَّب	طاقة الشبكة البلورية ((*kJ/mol*))
KI	632	KF	808
KBr	671	AgCl	910
RbF	774	NaF	910
NaI	682	LiF	1030
NaBr	732	$SrCl_2$	2142
NaCl	769	MgO	3795

تتأثر أيضًا قيمة طاقة الشبكة البلورية بشحنة الأيون. الرابطة الأيونية التي تتكون من تجاذب أيونات ذات شحنة موجبة أو سالبة كبيرة يكون لها طاقة شبكة بلورية كبيرة. فمثلًا طاقة الشبكة البلورية للمركب MgO أكبر أربع مرات من تلك الموجودة في NaF؛ نظرًا لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF. تبلغ قيمة طاقة الشبكة البلورية لمركب $SrCl_2$ قيمة متوسطة بين MgO وNaF؛ نظرًا لأن $SrCl_2$ يتكون من أيونات بشحنات عالية و منخفضة.

التأكد من فهم النص **لخص** الشحنات الموجودة على كل أيون في المركَّبات الأيونية التالية : MgO, $SrCl_2$, NaF.

الجدول 6 يعرض طاقات الشبكة البلورية لبعض المركَّبات الأيونية. افحص طاقات الشبكة البلورية لـ RbF و KF. نظرًا لأن K^+ له قطر أيوني أقل من Rb^+، يكون لـKF طاقة شبكة بلورية أكبر من RbF. وهذا يؤكد على أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة بحجم الأيون. الآن تفحص في طاقات الشبكة البلورية لـ $SrCl_2$ وAgCl. كيف توضح العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية وشحنة الأيونات الداخلة في العملية؟

القسم 2 مراجعة

ملخص القسم

- تحتوي المركَّبات الأيونية على روابط أيونية مكوّنة بفعل قوة التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.
- تترتب الأيونات في المركَّب الأيوني في نمط متكرر يُطلق عليه الشبكة البلورية.
- ترتبط خصائص المركَّب الأيوني بقوة الرابطة الأيونية.
- المركَّبات الأيونية عبارة عن إلكتروليتات؛ وهي توصل التيار الكهربائي عندما تكون مصهورة وفي المحلول المائي.
- طاقة الشبكة البلورية هي الطاقة المطلوبة لإزالة مول من الأيونات من الشبكة البلورية.

12. **الفكرة الرئيسة اشرح** كيف يمكن لمركَّب أيوني مكوّن من جسيمات مشحونة أن يكون متعادلًا كهربائيًا..
13. **صِف** التغيّر في الطاقة المرتبط بتكوّن الرابطة الأيونية واربطه بحالة الاستقرار.
14. **حدِّد** ثلاثة خصائص فيزيائية للمركَّبات الأيونية المرتبطة بالروابط الأيونية واربطها بقوة الرابطة.
15. **اشرح** كيف تكوّن الأيونات الروابط وصِف تركيب المركَّب الناتج.
16. **اربط** بين طاقة الشبكة البلورية وقوة الرابطة الأيونية.
17. **طبِّق** استخدم الترتيبات الإلكترونية والترميز الفلكي والترميز النقطي للإلكترونات لتمثل تكوين مركَّب أيوني مكون من فلز السترونشيوم والكلور..
18. **صمِّم** خريطة مفاهيم لتوضح العلاقات بين قوة الرابطة الأيونية والخصائص الفيزيائية وطاقة الشبكة البلورية وحالة الاستقرار.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 3

صيغ المركَّبات الأيونية وأسماؤها

الفكرة الرئيسة عند **كتابة** صيغ المركبات الأيونية، يظهر الكاتيون أولاً متبوعًا بالأنيون.

الأسئلة الرئيسة

- ما المقصود بوحدة الصيغة وكيف ترتبط بتركيب المركَّب الأيوني؟
- كيف تكتب صيغ المركبات المكوّنة من أيونات وأنيونات أكسجينية مختلفة؟
- كيف نسمي المركبات الأيونية والأنيونات الأكسجينية؟

مفردات للمراجعة

اللافلز: عنصر عادةً ما يكون غازًا أو صلبًا هشًا، ورديء التوصيل للكهرباء والحرارة.

مفردات جديدة

وحدة الصيغة formula unit

أيون أحادي الذرة monatomic ion

أيون متعدد الذرات polyatomic ion

أيون أكسجيني oxyanion

الكيمياء في حياتك

لكل إنسان اسم خاص به، بالإضافة إلى اسم عائلته، والأمر نفسه ينطبق على أسماء المركبات الأيونية، حيث تتكوّن من مقطعين أيضًا.

صيغ المركبات الأيونية

يحتاج علماء الكيمياء إلى التواصل فيما بينهم. ولذلك طوّروا مجموعة من القواعد لتسمية المركبات. وباستخدام نظام التسمية الموحد هذا، يمكن كتابة صيغة كميائية مكوّنة من اسم المركب وكذلك تسمية المركَّب من معرفة صيغته الكيميائية.

تذكر أن المركب الأيوني يتألف من أيونات مرتّبة بنمط متكرر. وتُسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني **وحدة الصيغة**. وهي تمثل أبسط نسبة للأيونات. على سبيل المثال، وحدة الصيغة لكلوريد المغنيسيوم هي $MgCl_2$ لأن نسبة أيونات الكلوريد والمغنيسيوم هي 1:2.

الشحنة الكلية في وحدة الصيغة هي صفر؛ لأنها تمثل البلورة بكاملها والتي تكون متعادلة كهربائيًا. وتحتوي وحدة الصيغة لـ $MgCl_2$ على أيون Mg^{2+} واحد وأيوني Cl^- للحصول على شحنة كلية تساوي صفرًا.

الأيونات أحادية الذرة تتألف المركبات الأيونية الثنائية من أيونات موجبة أحادية الذرة من اللافلز وأيونات سالبة أحادية الذرة من اللافلز. ويتكون **الأيون أحادي الذرة** من ذرة عنصر واحد، مثل Mg^{2+} أو Br^-. يوضّح **الجدول** 7 شحنات بعض الأيونات الشائعة أحادية الذرة حسب موقعها في الجدول الدوري.

ما صيغة كل من أيون البيريليوم، وأيون اليوديد، وأيون النيتريد؟

لا يتضمن **الجدول** 7 الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3–12 وفلزات المجموعتين 13 و14، بسبب تعدد الشحنات الأيونية لذرات هذه المجموعات. ويمكن لمعظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13 و14 تكوين العديد من الأيونات الموجبة المختلفة.

الجدول 7 أيونات أحادية الذرة

المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	Cs و Rb و K و Na و Li و H	1+
2	Ba و Sr و Ca و Mg و Be	2+
15	As و P و N	3-
16	Te و Se و S و O	2-
17	I و Br و Cl و F	1-

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 8 أيونات فلزية أحادية الذرة

المجموعة	الأيونات الشائعة
3	Sc^{3+}, Y^{3+}, La^{3+}
4	Ti^{2+}, Ti^{3+}
5	V^{2+}, V^{3+}
6	Cr^{2+}, Cr^{3+}
7	Mn^{2+}, Mn^{3+}, Tc^{2+}
8	Fe^{2+}, Fe^{3+}
9	Co^{2+}, Co^{3+}
10	Ni^{2+}, Pd^{2+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}
11	Cu^{+}, Cu^{2+}, Ag^{+}, Au^{+}, Au^{3+}
12	Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg_2^{2+}, Hg^{2+}
13	Al^{3+}, Ga^{2+}, Ga^{3+}, In^{+}, In^{2+}, In^{3+}, Tl^{+}, Tl^{3+}
14	Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}, Pb^{4+}

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون الأحادي الذرة بعدد التأكسد، أو حالة الأكسدة. وكما يوضّح **الجدول 8**، فإن معظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13 و14 لها أكثر من شحنة أيونية ممكنة. وتجدر الإشارة هنا إلى أن الشحنات الأيونية الموضحة في **الجدول 8** هي الشحنات الأكثر شيوعًا وليست الوحيدة الممكنة.

يساوي عدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة من الذرة لتكوين الأيون. على سبيل المثال، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا وينتقل إلى ذرة الكلور لتكون كلوريد الصوديوم، مما ينتج عنه Na^{+} وCl^{-}. لذا فإن عدد تأكسد الصوديوم في المركب هو +1، حيث انتقل إلكترون واحد من ذرة الصوديوم. ونظرًا لانتقال إلكترون واحد إلى ذرة الكلور، فإن عدد التأكسد لها يُصبح -1.

صيغ المركبات الأيونية الثنائية عند كتابة الصيغة الكيميائية لأي مركب أيوني، يُكتب غالبًا رمز الكاتيون في الأول متبوعًا برمز الأنيون. وتوضع أرقام سفلية على يمين الرمز لتمثيل عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني. وإذا لم يُكتب رقم سفلي بجوار الرمز، فإننا نعتبر أن عدد الأيونات 1. ويمكنك استخدام أعداد التأكسد لكتابة صيغ المركبات الأيونية. تذكر أن المركبات الأيونية ليس لها شحنة. لذا عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة، يجب أن يكون الناتج صفرًا.

افترض أنك تريد معرفة الصيغة لوحدة صيغة واحدة للمركب الذي يحتوي على أيونات الصوديوم والفلور. ابدأ بكتابة رمز وشحنة كلا العنصرين Na^{+} وF^{-}. على أن تبيّن نسبة الأيونات في وحدة الصيغة أن عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز يساوي عدد الإلكترونات الذي يكتسبها اللافلز. ويحدث هذا عندما تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا ينتقل إلى ذرة الفلور؛ فتصبح وحدة الصيغة NaF.

☑ **التأكد من فهم النص** **حدد العلاقة** بين شحنة الأيون وعدد تأكسده.

مهن في الكيمياء

علماء التغذية هل فكرت في علاقة العلم بالطعام الذي نتناوله؟ يهتم علماء التغذية بدراسة تأثير طرائق تحضير الطعام في مظهره ورائحته ومذاقه. وكذلك الفيتامينات والمعادن المتوافرة فيه. كما أنهم يعملون على تطوير الأغذية والمشروبات ويحسّنونها. ويهتم علماء التغذية أيضًا بدراسة خصائص النكهات الفردية والمخلوطة.

المفردات

المفردات الأكاديمية

الانتقال
التغير في موضع الشيء.
اضطر خالد إلى الانتقال إلى مدرسة جديدة عند انتقاله إلى حي جديد.

McGraw-Hill Education © محفوظة لصالح مؤسسة حقوق الطبع والتأليف

الكيمياء في الحياة اليومية

المركبات الأيونية

المكملات الغذائية المعدنية لكي يقوم جسمك بوظائفه جيدًا يحتاج لتناول كميات من المعادن يوميًا. ولضمان الحصول على ما يحتاجون إليه، يتناول كثير من الناس فيتامينات متعددة يوميًا ومكملات غذائية. تُستخلص المعادن الموجودة في هذه المكملات الغذائية من مجموعة متنوعة من المركبات الأيونية. وفي الحقيقة، فإن غالبية هذه المعادن يمكن العثور عليها في المكملات الغذائية المستخلصة من الصخور الرسوبية.

مثال 1

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة للمركب الأيوني المكوّن من البوتاسيوم والأكسجين.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من أيوني الأكسجين والبوتاسيوم، وصيغة هذا المركب مجهولة. نبدأ أولًا بكتابة رمز كل أيون في المركب وعدد تأكسده. يوجد البوتاسيوم من المجموعة 1 لذا يكوّن أيونًا شحنته +1. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16 لذا يكوّن أيونًا شحنته -2.

$$O^{2-} \qquad K^{+}$$

ولأن الشحنات غير متساوية، فإنه وضع رقم صغير أسفل يمين كل رمز، لتحديد نسب عدد الأيونات الموجبة إلى عدد الأيونات السالبة.

2 إيجاد القيمة المجهولة

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا اتحدا بنسبة واحد إلى واحد، فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن تساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين. ولذا، فإننا بحاجة إلى أيونين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين. فتصبح الصيغة K_2O.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية للمركب تساوي صفرًا.

$$2\ \cancel{\text{K ions}}\left(\frac{1+}{\cancel{\text{K ion}}}\right) + 1\ \cancel{\text{O ion}}\left(\frac{2-}{\cancel{\text{O ion}}}\right) = 2(1+) + 1(2-) = 0$$

مثال 2

صيغة المركب الأيوني أوجد صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات الألمنيوم والكبريتيد.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألمنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بتحديد شحنة كل أيون في المركب. الألمنيوم من المجموعة 13 ويكوّن أيونًا موجبًا ثلاثي الشحنة +3 والكبريتيد من المجموعة 16 ويكون أيونًا سالبًا ثنائي الشحنة -2.

$$S^{2-} \qquad Al^{3+}$$

تفقد كل ذرة ألمنيوم ثلاثة إلكترونات، في حين تكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين. ويجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة.

2 إيجاد القيمة المجهولة

أصغر عدد يمكن قسمته على 2 و3 هو 6. لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات مفقودة من ذرتي ألمنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة هي Al_2S_3. وتظهر أن أيونين من الألمينوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية لوحدة صيغة واحدة لهذا المركب تساوي صفرًا.

$$2\ \cancel{\text{Al ions}}\left(\frac{3+}{\cancel{\text{Al ion}}}\right) + 3\ \text{S}\ \cancel{\text{ions}}\left(\frac{2-}{\cancel{\text{S ion}}}\right) = 2(3+) + 3(2-) = 0$$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

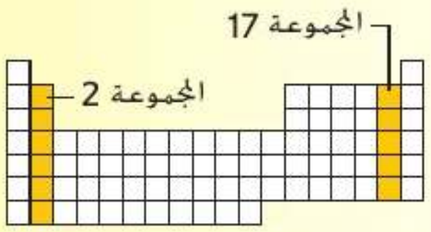
تطبيقات

اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

19. اليوديد والبوتاسيوم **21.** البروميد والألمنيوم

20. الكلوريد والمغنيسيوم **22.** النيتريد والسيزيوم

23. تحدي اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عناصر المجموعتين الموضحتين في الجدول الدوري المجاور.



صيغ المركبات الأيونية المتعددة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على **أيونات متعددة الذرات**. وهي أيونات مكوّنة من أكثر من ذرة. يوضح **الجدول 9 والشكل 10** قائمة ببعض الأيونات متعددة الذرات. ويعمل الأيون متعدد الذرات بوصفة وحدة واحدة في المركب وتنطبق شحنته على مجموعة الذرات بكاملها. ولذا فإن صيغة المركب متعدد الذرات تتبع قواعد كتابة صيغ المركبات الثنائية نفسها.

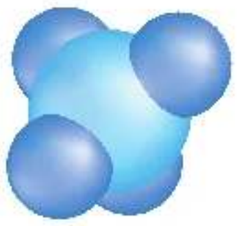
ولأن الأيون متعدد الذرات موجود كوحدة واحدة، فلا يمكن تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز ذرات الأيون. وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم نكتب الرقم السفلي المناسب خارج الأقواس. ومثال ذلك المركب المكوّن من أيون الأمونيوم (NH_4^+) وأيون الأكسجين (O^{2-}). لمعادلة الشحنات، يحتاج المركب إلى أيونين من الأمونيوم لكل أيون من الأكسجين. ولإضافة رقم سفلي إلى الأمونيوم، ضعه داخل قوس، ثم أضف الرقم السفلي. إذًا الصيغة الصحيحة هي $(NH_4)_2O$.

الجدول 9 الأيونات متعدد الذرات الشائعة

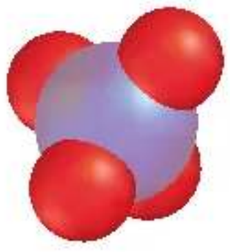
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$C_2H_3O_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النيترات	$H_2PO_4^-$	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$S_2O_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$Cr_2O_7^{2-}$	ثنائي الكرومات
ClO_4^-	بير كلورات	HPO_4^{2-}	فوسفات هيدروجينية
BrO_3^-	البرومات	PO_4^{3-}	الفوسفات
IO_3^-	اليودات	AsO_4^{3-}	الزرنيخات

الشكل 10 أيونات الفوسفات والأمونيوم متعددة الذرات؛ أي أنها تتكون من أكثر من ذرة. يعمل كل أيون متعدد الذرات كوحدة واحدة ذات شحنة محددة.

حدد ما شحنة أيون الأمونيوم وأيون الفوسفات على الترتيب.



أيون الأمونيوم (NH_4^+)



أيون الفوسفات (PO_4^{3-})

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 3

صيغة المركب الأيوني متعدد الذرات يُستعمل المركب المكوّن من أيونات الكالسيوم الفوسفات في الأسمدة. اكتب صيغة هذا المركب.

1 تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًا وصيغة هذا المركب مجهولة. أولاً، لذا نبدأ أولا بكتابة رمز كل أيون مع شحنته. الكالسيوم من المجموعة 2، لذا يكوّن أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة +2، في حين أن أيون الفوسفات متعدد الذرات فيتفاعل كوحدة واحدة وشحنته −3.

$$Ca^{2+} \qquad PO_4^{3-}$$

تفقد كل ذرة كالسيوم إلكترونين، بينما تكتسب كل مجموعة فوسفات متعدد الذرات ثلاثة إلكترونات. لذا يجب أن يساوي عدد الإلكترونات المفقودة عدد الإلكترونات المكتسبة.

2 إيجاد القيمة المجهولة

القاسم المشترك الأصغر والذي يقبل القسمة على **2** و **3** هو 6. ولذا، يتم انتقال ستة إلكترونات. فيكون عدد الشحنات السالبة على أيوني فوسفات مساويًا لعدد الشحنات الموجبة على ثلاثة أيونات كالسيوم. ولكتابة الصيغة، نضع الأيون متعدد الذرات بين قوسين ونضيف رقمًا سفليًا خارج القوس.

إذًا الصيغة الصحيحة للمركب هي $Ca_3(PO_4)_2$.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية لوحدة الصيغة لفوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

$$2 \cancel{\text{K ions}}\left(\frac{1+}{\text{K }\cancel{\text{ion}}}\right) + 1\,\cancel{\text{O ion}}\left(\frac{2-}{\cancel{\text{O ion}}}\right) = 2(1+) + 1(2-) = 0$$

تطبيقات

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنيترات

25. الكالسيوم والكلورات

26. الألمنيوم والكربونات

27. تحدي اكتب صيغة المركب الأيوني المكوّن من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيونات متعددة الذرات المكوّنة من الكربون والأكسجين فقط.

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية

يستخدم العلماء طرائق منظمة عند تسمية المركبات الأيونية. ونظرًا لأن المركبات الأيونية تحتوي على كل من الكاتيونات والأنيونات، فإن نظام التسمية يراعي كلًا من هذه الأيونات.

تسمية الأنيونات الأكسجينية **الأنيون الأكسجيني** أيون متعدد الذرات يتكون من عنصر لافلزي غالبًا، يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين. وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتُسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في **الجدول 10**.

الجدول 10 قواعد تسمية الأنيونات الأكسجينية للكبريت والنيتروجين

- حدد الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.

- حدد الأيون الذي يحتوي على أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويُسمى هذا الأيون باستخدام اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

أمثلة: NO_3^- نيترات، NO_2^- نيتريت، SO_4^{2-} كبريتات، SO_3^{2-} كبريتيت

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

يوضّح **الجدول** 11 أن الكلور يكوّن أربعة أنيونات أكسجينية تُسمّى وفقًا لعدد ذرات الأكسجين في كل منها. وتتبع أسماء الأنيونات المشابهة المُكوّنة من الهالوجينات الأخرى القواعد المستخدمة مع الكلور. على سبيل المثال، يكوّن البروم أيون البرومات BrO_3^- ويكوّن اليود أيون البيريودات IO_4^- وأيون يودات IO_3^-.

تسمية المركبات الأيونية تُسمى المركبات بطريقة منهجية. الآن أصبحت على دراية بالصيغ الكيميائية، لذا يمكنك استخدام القواعد الخمس التالية لتسمية المركبات الأيونية.

1. اذكر اسم الأنيون أولًا متبوعًا بالكاتيون. تذكر أن الأنيون يُكتب دائمًا أولًا في الصيغة.
2. استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية الكاتيونات الأحادية الذرة.
3. بالنسبة إلى الأنيونات الأحادية الذرة، استخدم اسم العنصر مع إضافة المقطع (يد) إلى آخره.

مثال:

4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد، يجب أن تُشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الكاتيون. ويكتب عدد التأكسد بأرقام رومانية في قوسين أو بدون قوسين بعد اسم الكاتيون.

ملاحظة: تنطبق هذه القاعدة على الفلزات الانتقالية والفلزات الموجودة على يمين الجدول الدوري والتي لها في الغالب أكثر من عدد تأكسد. انظر **الجدول** 8. ولا ينطبق على كاتيونات المجموعتين 1 و2 لأن لها عدد تأكسد واحدًا.

أمثلة:

يكوّن أيون Fe^{2+} وأيون O^{2-} المركب FeO، ومعروف باسم أكسيد الحديد II.
يكوّن أيون Fe^{3+} وأيون O^{2-} المركب Fe_2O_3، ومعروف باسم أكسيد الحديد III.

5. عندما يحتوي المركب على أيون متعدد الذرات، استخدم اسم الأيون متعدد الذرات بدلًا من الأنيون أو الكاتيون.

أمثلة:

تسمية NaOH هيدروكسيد الصوديوم
تسمية $(NH_4)_2S$ كبريتيد الأمونيوم

الجدول 11 **قواعد تسمية الأيونات الأكسجينية للكلور**

- يُشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) في بداية الاسم وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.
- يشتق اسم الأنيون الأكسجين الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

أمثلة:

ClO_4^-	ClO_3^-
بيركلورات	كلورات
ClO_2^-	ClO^-
الكلوريت	هيبوكلوريت

تطبيقات

سمّ المركبات الآتية:

28. NaBr
29. $CaCl_2$
30. KOH
31. $Cu(NO_3)_2$
32. Ag_2CrO_4
33. **تحدي** المركب الأيوني NH_4ClO_4 من أهم المواد المتفاعلة في وقود إطلاق الصواريخ، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. سمّ هذا المركب.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

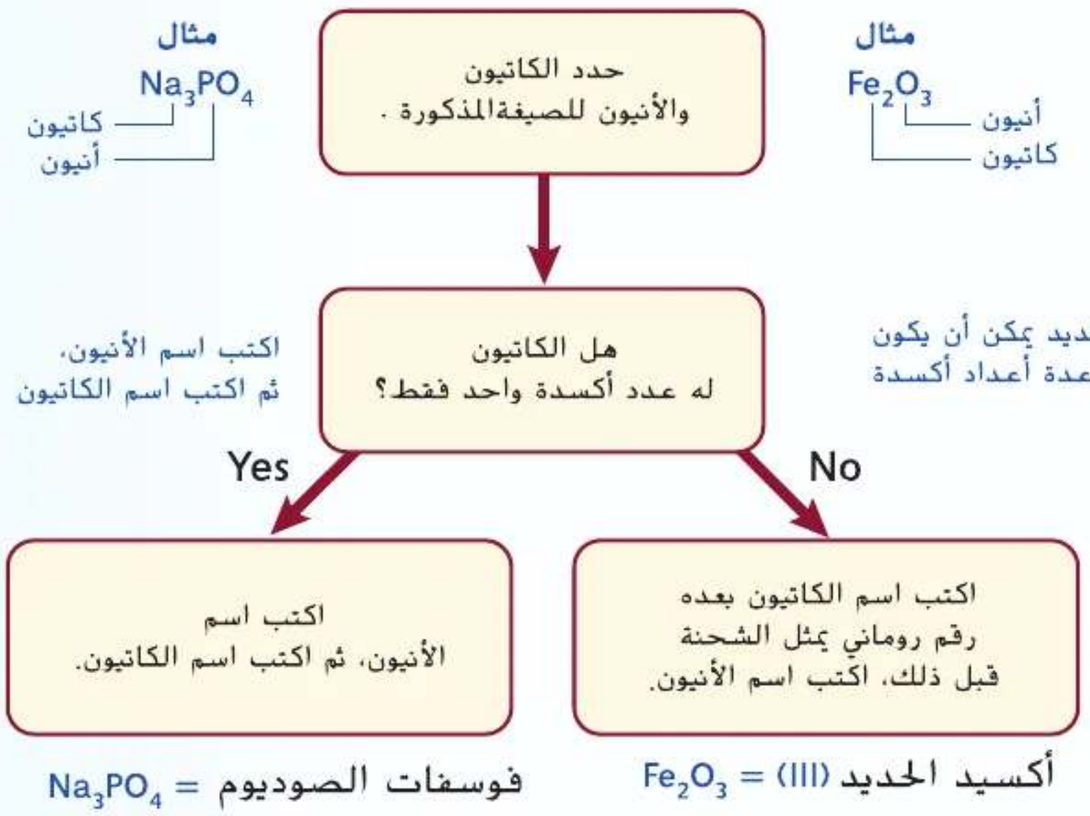
استراتيجيات | حل المسائل

تسمية المركبات الأيونية

تسمية المركبات الأيونية عملية سهلة، إذا اتبعت مخطط قواعد التسمية المقابل.

تطبيق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام هذا المخطط.



توضّح استراتيجة حل المسائل أعلاه الخطوات المتبعة في تسمية المركبات الأيونية إذا كانت الصيغة معروفة. وتُعد تسمية المركبات الأيونية خطوة مهمة لمعرفة الكاتيون والأنيون الموجود في البلورة الصلبة أو محلول. كيف يمكنك تغيير المخطط لمساعدتك في كتابة صيغ المركبات الأيونية إذا كنت تعرف أسماءها؟

القسم 3 مراجعة

ملخص القسم

- تبين وحدة الصيغة نسبة الكاتيونات إلى الأنيونات في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة. وتعبر شحنته عن عدد تأكسده.
- تُعبر الأرقام الرومانية عن عدد تأكسد الأيون للكاتيونات التي لها أكثر من حالة أكسدة.
- تتكون الأيونات متعددة الذرات من أكثر من ذرة وتعمل كوحدة واحدة.
- للإشارة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات في صيغة كيميائية، تُستخدم الأقواس حول الأيون متعدد الذرات وتوضع الأرقام السفلية خارج الأقواس.

34. **الفكرة الرئيسة اذكر** ترتيب الأيونات عند كتابة صيغة مركب مكوّن من البوتاسيوم والبروم. وعند تحديد اسمه.
35. **صِف** الفرق بين الأيون الأحادي الذرة والأيون متعدد الذرات وأعط مثالًا على كل منهما.
36. **طبّق** شحنة الأيون *X* هي +2 وشحنة الأيون *Y* هي -1. اكتب وحدة صيغة المركب المكون من هذين الأيونين.
37. **اذكر** اسم المركب المكوّن من Mg و Cl وصيغته.
38. **اكتب** اسم المركب المكوّن من أيونات الصوديوم وأيونات النيتريت وصيغته.
39. **حلّل** ما الأرقام السفلية التي ستستخدمها في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحالات التالية؟
    a. فلز قلوي وهالوجين.
    b. فلز قلوي ولافلز من المجموعة 16
    c. فلز قلوي أرضي وهالوجين
    d. فلز قلوي أرضي ولافلز من المجموعة 16

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الروابط الفلزية وخواص الفلزات

القسم 4

الفكرة الرئيسة تكوّن الفلزات شبكات بلورية ويمكن نمذجتها في صورة كاتيونات محاطة "ببحر" من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

الأسئلة الرئيسة

- ما خواص الرابطة الفلزية؟
- كيف يعتمد نموذج بحر الإلكترونات على الخواص الفيزيائية للفلزات؟
- ما المقصود بالسبائك وما تصنيفها؟

مفردات للمراجعة

الخاصية الفيزيائية خاصية المادة التي يمكن ملاحظتها أو قياسها دون تغيير تركيب العينة.

المفردات الجديدة

نموذج بحر الإلكترونات electron sea model

إلكترونات حرة (غير متموضعة) delocalized electrons

رابطة فلزية metallic bond

سبيكة alloy

الكيمياء في حياتك

تخيل عوّامة في المحيط تتمايل وهي محاطة بالماء من كل جانب؛ وعلى الرغم من بقائها عائمة في مكانها، إلا أن ماء المحيط يتدفق بحرية من أسفلها. يمكن تطبيق هذا الوصف على الذرات الفلزية وإلكتروناتها بطريقة مشابهة نوعًا ما.

الروابط الفلزية

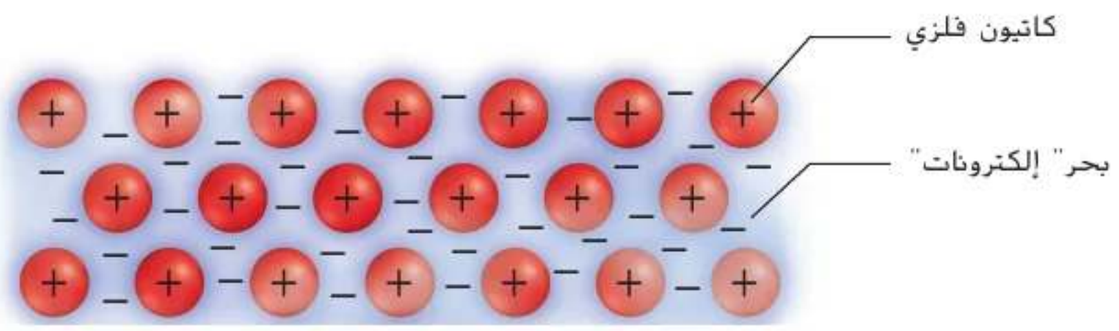
على الرغم من أن الفلزات ليست أيونية، إلا أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص. ويعتمد الترابط في الفلزات والمركبات الأيونية على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي الغالب تكوّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة، تتشابه مع الشبكات البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. في هذه الشبكة البلورية، تكون كل ذرة فلز محاطة بـ 8 إلى 12 ذرة فلزية أخرى.

بحر الإلكترونات رغم أن ذرات الفلزات لها إلكترون تكافؤ واحد على الأقل، إلا أنها لا تشترك في إلكترونات التكافؤ هذه مع الذرات المجاورة، ولا تفقدها. وبدلًا من ذلك تتداخل مستويات الطاقة الخارجية لذرات الفلزات داخل الشبكة البلورية المزدحمة. ويُعرف هذا الترتيب الفريد بنموذج بحر الإلكترونات. ويفترض **نموذج بحر الإلكترونات** أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم بإلكترونات التكافؤ الخاصة بها لتكون بحر الإلكترونات، الذي يحيط بالكاتيونات الفلزية في الشبكة البلورية.

لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية للذرات الفلزية المترابطة بذرة معينة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى. ونظرًا لإمكانية تحركها بحرية، يُشار إليها غالبًا باسم **الإلكترونات الحرة** (**غير المتموضعة**) وعندما تتحرك الإلكترونات الخارجية للذرة بحرية في الجسم الصلب، يتكون كاتيون فلزي. ويرتبط كل كاتيون من هذه الكاتيونات بجميع الكاتيونات الفلزية المجاورة من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ. كما يوضِّح **الشكل 11**. **والرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الكاتيون الفلزي والإلكترونات الحرة.

الشكل 11 تتوزّع إلكترونات التكافؤ في الفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بالتساوي بين الكاتيونات الفلزية (التي تظهر باللون الأحمر). وتؤدي قوى التجاذب بين الكاتيونات الموجبة و"البحر" السالب إلى ربط ذرات الفلزات بعضها مع بعض في شبكة فلزية.

فسّر لماذا تُعرف الإلكترونات في الفلزات بالإلكترونات الحرة؟



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 12 درجات الغليان والانصهار

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الليثيوم	180	1342
القصدير	232	2602
الألمنيوم	660	2519
الباريوم	727	1897
الفضة	962	2162
النحاس	1085	2562

خواص الفلزات يمكن تفسير الخواص الفيزيائية للفلزات عن طريق الرابطة الفلزية، وهذه الخواص تُظهر قوة الروابط الفلزية.

درجتا الغليان والانصهار تختلف درجات انصهار الفلزات بشكل كبير. فالزئبق يكون سائلًا عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله مفيدًا في الأدوات العلمية، مثل الثيرموميترات والباروميترات. وفي المقابل، تبلغ درجة انصهار التنجستين 3422°C . ولذلك يُصنع منه فتيل (سلك) المصابيح، وكذلك بعض أجزاء المركبات الفضائية.

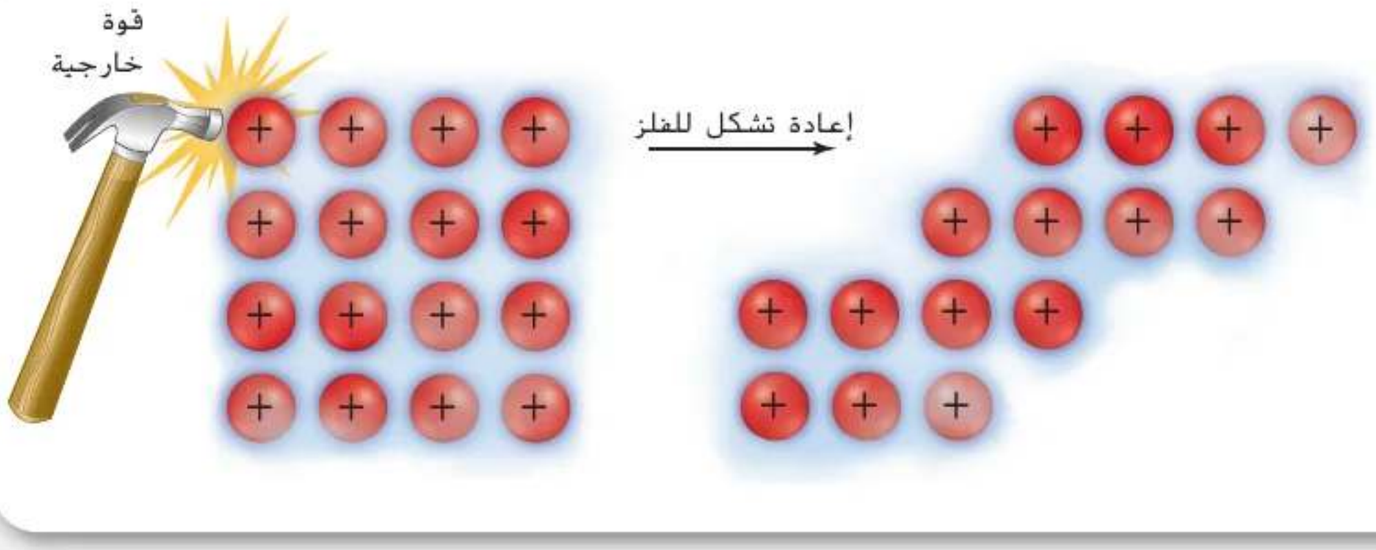
وبوجه عام، تكون درجات انصهار وغليان الفلزات عالية كما يوضح **الجدول 12**. إلا أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًا كدرجات الغليان؛ لأن الكاتيونات والإلكترونات تتحرك بحرية في الفلز ومن ثمّ لا تحتاج إلى طاقة كبيرة جدًا لجعلها تتحرّك بعضها فوق بعض، لكن أثناء الغليان، يلزم فصل الذرات عن مجموعة الكاتيونات والإلكترونات مما يتطلب طاقة كبيرة جدًا.

قابلية الطرق والسحب والمتانة الفلزات قابلة للطرق، أي يمكن تحويلها إلى رقائق بالطرق، كما إنها قابلة للسحب، أي يمكن تحويلها إلى أسلاك. يوضح **الشكل 12** كيف يمكن دفع الجسيمات المشتركة في الرابطة الفلزية أو سحبها بعضها فوق بعض. وتتميز الفلزات عادة بالمتانة. وعلى الرغم من أن الكاتيونات الفلزية تتحرك في الفلز، إلا أنها تنجذب بشدة إلى الإلكترونات المحيطة بها ولا تنفصل بسهولة عن الفلز.

توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الإلكترونات حول الكاتيونات الفلزية الموجبة الفلزات موصلات جيدة، حيث تنقل الإلكترونات الحرة الحرارة من مكان لآخر بسرعة أكبر من الإلكترونات الموجودة في المواد التي لا تحتوي على إلكترونات متحركة. وتتحرك الإلكترونات الحرة بسهولة كجزء من تيار كهربائي عند حدوث فرق جهد عبر الفلز. وتتفاعل هذه الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاص الفوتونات وإطلاقها، مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان.

الصلابة والقوة لا تقتصر الإلكترونات حرة الحركة في الفلزات الانتقالية على الإلكترونين الخارجيين في المستوى الفرعي **s** وإنما تشمل أيضًا الإلكترونات الداخلية في المستوى الفرعي **d**. وكلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة. فعلى سبيل المثال، توجد الروابط الفلزية القوية في الفلزات الانتقالية، مثل الكروم والحديد والنيكل، في حين أن الفلزات القلوية لينة لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في المستوى ns^1.

☑ **التأكد من فهم النص** **قابل بين** ما يحدث عند طَرق الفلزات والمركبات الأيونية بمطرقة.



■ **الشكل 12** تؤدي القوة المؤثرة إلى تحرّك أيونات الفلزات عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلزات قابلة للطرق والسحب.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

السبائك الفلزية

نظرًا لطبيعة الروابط الفلزية، يصبح من السهل نسبيًا إدخال عناصر مختلفة إلى البلورة الفلزية لتكوين سبيكة. **والسبيكة** خليط من عناصر لها خواص فلزية. وبفضل هذا المزيج الفريد من الخواص، تدخل السبائك في العديد من الاستخدامات التجارية. فالفولاذ والنحاس وحديد الزهر من السبائك الكثيرة المفيدة.

خواص السبائك تختلف خواص السبائك نوعًا ما عن خواص العناصر التي تحتوي عليها. فالفولاذ مثلًا حديد مخلوط بعنصر آخر على الأقل. وتبقى بعض خواص الحديد لكن للفولاذ خواصه إضافية أخرى، منها أنه أكثر قوة. وتتفاوت خواص بعض السبائك بحسب طريقة تصنيعها. وفي بعض الفلزات، تنتج خواص مختلفة اعتمادًا على طريقة التسخين والتبريد.

المفردات

أصل الكلمة

سبيكة Alloy

مأخوذة من الكلمة اللاتينية *alligare* والتي تعني التماسك.

تجربة مصغرة

ملاحظة الخواص

كيف تتغير خواص الفولاذ عندما يخضع لأنواع مختلفة من المعالجة بالحرارة؟

على مدار قرون، كان الإنسان يعالج الفلزات بالحرارة لتغيير خواصها. وتعتمد الخواص النهائية للفلز على درجة الحرارة التي يُسخن بها الفلز ومعدل تبريده.

الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل بدء العمل.
2. افحص خاصية فولاذ الزنبرك عن طريق محاولة ثني واحد من دبابيس الشعر الثلاثة، وسجل ملاحظاتك.
3. ثم أمسك كل طرف من طرفي الدبوس **بملقط**. ضع الجزء المنحني الحلقي وسط الدبوس فوق لهب أزرق **على موقد بنزن**. وعندما يتحول الفلز إلى اللون الأحمر، اسحب الدبوس لفتحه ليصبح قطعة فلز مستقيمة. ثم اتركه حتى يبرد بينما تسجل ملاحظاتك. كرر الخطوة 3 على الدبوسين المتبقيين.

تحذير: لا تلمس الفلز الساخن ولا تضع يديك فوق شعلة موقد بنزن..

4. لجعل الفولاذ لينًا، استخدم ملقطًا للإمساك بالدبابيس الثلاثة عموديًا في اللهب الخارج من الموقد حتى تتوهج باللون الأحمر. ارفع الدبابيس الثلاثة ببطء عن اللهب حتى تبرد ببطء. ينتج عن التبريد ببطء تكوّن بلورات كبيرة.
5. بعد التبريد، قم بثني كل من الدبابيس الثلاثة على شكل حرف J. سجّل ملاحظاتك لحالة الفلز عندما تقوم بثنيه.
6. لزيادة صلابة الفولاذ، استعمل الملاقط لحمل زوج من الدبابيس المنثنية في اللهب حتى تتوهج بالكامل وتتحول إلى اللون الأحمر. ثم اغمر الفلزات الساخنة على الفور في **كأس سعته** 250 mL يحتوي على 200 mL من **الماء البارد**. يؤدي التبريد السريع إلى تكوّن بلورات صغيرة.
7. حاول تقويم أحد الدبابيس المنحنية ليكون مستقيمًا، وسجل ملاحظاتك.
8. لتقسية الفولاذ، استخدم الملقط لحمل الدبوس المنحني الثالث فوق اللهب لفترة قصيرة. حركه ببطء ذهابًا وإيابًا فوق اللهب مباشرةً حتى يتحول لونه إلى الرمادي المزرق. لا تدعه يسخن حتى يتوهج باللون الأحمر. دع الدبوس الفلزي يبرد ببطء ثم حاول ثنيه باستخدام طرف أصابعك، وسجل ملاحظاتك.

التحليل

1. **حلِّل** النتائج التي حصلت عليها وحدد نوعي الفولاذ اللذين تظهر خواصهما مجتمعة في الفولاذ المقسّى.
2. **ضَع فرضية** كيف ترتبط الخواص المختلفة التي لاحظتها بحجم البلورة.
3. **اذكر** استخدامًا لفولاذ الزنبرك حيث يُستفاد بخواصه الفريدة.
4. **استدل** على مزايا وعيوب استخدام الفولاذ اللين لألواح هياكل السيارات.
5. **طبِّق** ما العيوب الرئيسة للفولاذ المقسّى؟ هل تعتقد أن الفولاذ المقسّى سيكون مقاومًا للتآكل ويحتفظ بحافة حادة؟ فسر استنتاجك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الشكل 13 تُصنع أجزاء الدراجات أحيانًا من سبائك التيتانيوم، وتحتوي سبيكة التيتانيوم على 3% من الألمنيوم و 2.5% من الفناديوم..

الجدول 13 السبائك التجارية

الاسم الشائع	التركيب	الاستخدامات
ألنيكو	Co 10% ،Ni 20% ،Al 20% ،Fe 50%	المغانط
النحاس الأصفر	Zn 10–33% ،Cu 67–90%	الأنابيب و الإضاءة
البرونز	Sn 1–18% ،Zn 1–25% ،Cu 70–95%	الأجراس والميداليات
حديد الزهر	C 3–4% ،Fe 96–97%	القوالب
ذهب عيار 10 قيراط	Cu 37.46% ،Ag 12–20% ،Au 42%	المجوهرات
حبيبات الرصاص	As 0.2% ،Pb 99.8%	حبيبات الطلقات النارية
البيوتر	Pb 0–15% ،Sb 5–15% ،Sn 70–95%	أدوات المائدة
الفولاذ المقاوم للصدأ	Ni 7–9% ،Cr 14–18% ،Fe 73–79%	الأدوات والأحواض
فضة إسترلينية (النقود)	Cu 7.5% ،Ag 92.5%	أدوات المائدة، الحليّ

الجدول 13 يسرد بعض السبائك المهمة من الناحية التجارية إلى جانب استخداماتها.

تُستخدم سبيكة من التيتانيوم والفناديوم في تصنيع أجزاء الدراجات كما هو موضح في **الشكل 13**. وتُصنّف هذه السبائك في نوعين أساسيين، هما سبائك استبدالية وسبائك فراغية..

السبائك الاستبدالية في السبيكة الاستبدالية، تُستبدل بعض الذرات الموجودة في الجسم الصلب الفلزي الأصلي بفلزات أخرى ذات حجم ذري مشابهة. وتُعد الفضة الإسترلينية مثالًا للسبائك الاستبدالية، ففيها تحل ذرات النحاس محل بعض ذرات الفضة في البلورة الفلزية، ويكتسب الجسم الصلب الناتج خواص كل من الفضة والنحاس.

السبائك الفراغية تتكوّن السبيكة الفراغية عندما تُملأ الثقوب (الفراغات البينية) الموجودة في البلورة الفلزية بذرات صغيرة. ويُعد الفولاذ الكربوني من أشهر السبائك الفراغية. المعروفة، ففيه تُملأ الثقوب الموجودة في بلورة الحديد بذرات الكربون وتتغير الخواص الفيزيائية للحديد، حيث إنه ليّن وسهل الطَرق نسبيًا. إن إضافة الكربون إلى الجسم الصلب تكسبه مزيدًا من الصلابة والقوة وتجعله أقل قابلية للسحب مقارنة بالحديد النقي.

القسم 4 مراجعة

ملخص القسم

- تتكوّن الرابطة الفلزية عندما تجذب الكاتيونات الفلزية إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- تتحرك الإلكترونات في نموذج بحر الإلكترونات عبر البلورة الفلزية ولا ترتبط بأي ذرة محددة.
- يفسّر نموذج بحر الإلكترونات الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكوّن السبائك الفلزية عند دمج فلز مع عنصر آخر أو أكثر.

40. **الفكرة الرئيسة قابل** بين تركيب المركبات الأيونية والفلزات.
41. **اشرح** كيف يمكن تفسير توصيل الكهرباء ودرجات الغليان العالية للفلزات عن طريق الروابط الفلزية.
42. **قابل** بين أسباب قوة التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية.
43. **لخِّص** أنواع السبائك عن طريق إقران هذه المصطلحات والعبارات بشكل صحيح: استبدالية وفراغية ومستبدلة ومملوءة.
44. **صمّم تجربة** للتمييز بين المواد الصلبة الفلزية والمواد الصلبة الأيونية، بحيث تشمل على الأقل طريقتين مختلفتين للمقارنة بين المواد الصلبة. فسر استنتاجك.
45. **صمّم نموذجًا** ارسم نموذجًا يوضّح قابلية الفلزات للطرق أو السحب إلى أسلاك. مستعينًا بنموذج بحر الإلكترونات كما في الشكل **الشكل 11**.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الأزياء القاتلة

قد تكون الحلي البراقة والمزركشة الألوان رخيصة وجذابة، ولكن هل هي آمنة؟ الإجابة في العادة: نعم. إلا أن بعض الحلي، ولا سيما القطع المصنَّعة في البلدان النامية كالصين والهند، قد تُشكل خطورةً لاحتوائها على عنصر الرصاص Pb بنسبة عالية.

أنابيب السباكة السامة عندما يترطب الرصاص، تذوب كمية محددة منه وتتحول إلى أيونات الرصاص Pb^{2+}. وعندما تدخل هذه الأيونات الجسم، تحل محل أيونات الكالسيوم Ca^{2+}. ورغم تشابههما في الشحنات الكهربائية، فإن الرصاص والكالسيوم مختلفان (ومن ذلك أن أيونات الرصاص أثقل من أيونات الكالسيوم). ويمكن أن يُسبب وجود الرصاص في الجسم الإعاقة الذهنية أو فقدان الوعي أو حتى الوفاة.

ومن المثير للدهشة أن الرومان استخدموا الرصاص في أنابيب المياه. وقد أُخذ رمز الرصاص —Pb— من الكلمة اللاتينية *plumbum* التي لا تزال تُستخدم في اللغة الإنجليزية كجذر لكلمة *plumber*، وتعني السبّاك.

الفخار السام على الرغم من أن الرصاص لا يُستخدم في أنابيب المياه الحديثة، إلا أنه لا يزال يستخدم في أشياء أخرى. فالإناء المعروض في **الشكل 1** تم طلاؤه بالرصاص ثم حرقه باستخدام الأساليب المكسيكية التقليدية لإعطائه اللون الأسود المميز. وينتج عن الطلاءات التي تحتوي على مركّبات الرصاص ألوان براقة عند حرقها تحت ظروف مختلفة.

الشكل 1 مركّبات الرصاص المستخدمة في تلوين الفخار تعطي الأناء شكلًا مميزًا.

الشكل 2 انخفاض مستويات الرصاص في الدم بسبب التخلص من الجازولين الذي يحتوي على الرصاص.

السُّم المفيد قبل أن يُعرف الرصاص بالسمية العالية، كان له عدد من الاستخدامات في غير صناعة الفخار وأنابيب المياه. فقد كان الرصاص يُستخدَم في صناعة الأصباغ والجازولين، حيث يقلل من احتمال احتراق الجازولين قبل الموعد المحدد داخل المحرك. وفي السبعينيات، عندما تم الخلص من الجازولين الذي يحتوي على الرصاص في الولايات المتحدة، انخفضت نسب الرصاص في الدم على الفور (راجع **الشكل2**).

ومع ذلك، ربما لا تزال بعض المنتجات الأخرى، مثل الحليّ والدمى المصنعة في بلدان أخرى، تحتوي على الرصاص. وقد تبقى بعض قطع الحلي الغنية بالرصاص غير مؤذية للجلد حتى يجد الفلز طريقه إلى فم طفل فضولي أو بالغ غير مبالٍ.

إزالة الرصاص يعتبر الأطفال أكثر عرضة للتسمم بالرصاص، بسبب صغر أحجام أجسامهم ومعدلات نموهم المرتفعة. وفي الحالات الخطرة، تكون علمية إزالة الرصاص هي الطريقة الوحيدة لإنقاذ حياة الطفل. وفي هذه العملية، يتم التخلص من أحد أهم التأثيرات السامة للرصاص عن طريق إحلال الكالسيوم محل الرصاص السام في الجسم.

الكتابة في الكيمياء

الإحساس بالخطر يمكن لحاسة التذوق لدينا اكتشاف بعض السموم التي توجد بشكل طبيعي في النباتات. ابحث في المواد السامة الحديثة الأخرى، كالرصاص ومضادات التجمد لمعرفة لماذا لا تُظهر براعم التذوق لدينا استجابة سالبة لها.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر الكيمياء

تحضير مركب أيوني

الخلفية: **ستقوم بتحضير مركَّبين وتختبرهما لتحدد بعض خواصهما. وبناءً على اختباراتك، ستحدد هل النواتج مركَّبات أيونية أم لا.**

سؤال: هل يمكن أن تدل الخواص الفيزيائية للمركَّب على وجود روابط أيونية؟

المواد

شريط من المغنيسيوم (25 cm)
حامل حلقي وحلقة
موقِد بنزن
ملقط بوتقة
كأس سعتها 100 mL
جهاز اختبار التوصيل
بوتقة
مثلث خزفي
ساق زجاجي
ميزان حساس
ماء مقطر

احتياطات السلامة

تحذير: لا تنظر مباشرة إلى المغنيسيوم المشتعل؛ فقد يضر وهج الضوء بعينيك. وتجنب التعامل مع المواد الساخنة حتى تبرد.

الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل بدء العمل.
2. سجل جميع القياسات في جدول البيانات.
3. ضع الحلقة فوق الحامل الحلقي على مسافة 7 cm فوق موقد بنزن، ثم ضع المثلث الخزفي على الحلقة.
4. قِس كتلة البوتقة بعد تجفيفها وتنظيفها.
5. لفّ 25 cm من شريط المغنيسيوم على شكل كروي. ثم قس كتلة المغنيسيوم والبوتقة معًا.
6. ضع البوتقة على المثلث وسخنها على اللهب (ينبغي أن يكون رأس اللهب قرب البوتقة).
7. أوقف الموقد بمجرد أن يشتعل المغنيسيوم ويبدأ في الاحتراق بشعلة بيضاء ساطعة. ثم دع البوتقة حتى تبرد وقس كتلة ناتج احتراق المغنيسيوم والبوتقة.
8. ضع المكونات الصلبة الجافة في الكأس.
9. أضف 10 mL من الماء المقطر إلى الكأس وحركه، ثم افحص الخليط باستخدام جهاز اختبار التوصيل.
10. **التنظيف والتخلص من المخلفات تخلص من الفضلات حسب توجيهات المعلم. اغسل البوتقة بالماء، وأعد أدوات المختبر إلى** أماكنها.

التحليل والاستنتاج

1. **حلّل البيانات** احسب كتلة الشريط والناتج، وسجل جميع الكتل في جدولك.
2. **صنّف** أشكال الطاقة المنبعثة. ماذا تستنتج عن استقرار المواد الناتجة؟
3. **استدل** هل يتفاعل المغنيسيوم مع الهواء؟
4. **توقّع** الصيغ الأيونية لمادتين ناتجتين، واكتب اسميهما.
5. **حلّل واستنتج** لون ناتج تفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين أبيض، في حين أن لون ناتج تفاعل المغنيسيوم مع النيتروجين أصفر. أي هذين المركبين يشكل الجزء الأكبر في الناتج؟
6. **حلّل واستنتج** هل توصل مركَّبات المغنيسيوم التيارالكهربائي عندما تكون في صورة محلول؟ وهل تثبت النتائج أن المركبات أيونية؟
7. **حلل الأخطاء** إذا أظهرت النتائج أن المغنيسيوم فقد كتلة بدلًا من اكتسابها، فاذكر الأسباب المحتملة للخطأ.

التوسع في الاستقصاء

صمم تجربة إذا كانت مركَّبات المغنيسيوم موصلة التيار عندما تكون في صورة محلول، فهل يمكنك التأثير في مدى جودة توصيلها للكهرباء؟ وإذا لم تكن موصلة التيار، فكيف تجعلها قادرة على ذلك؟ صمّم تجربة لمعرفة ذلك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 3 دليل الدراسة

الفكرة الرئيسة

ترتبط مكونات المركَّبات الأيونية بعضها مع بعض بروابط كيميائية تنشأ عن قوة التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.

القسم 1 تكوّن الأيون

الفكرة الرئيسة تتكون الأيونات عندما تكسب الذرات إلكترونات التكافؤ أو تفقدها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثُّماني المستقر.

- الرابطة الكيميائية هي القوة التي تربط ذرتين معًا.
- تكون بعض الذرات أيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويتطلب التوزيع المستقر مستوى طاقة خارجيًا مكتملا، يتألف عادة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات عن طريق فقد أو اكتساب إلكترونات التكافؤ.
- يظل عدد البروتونات ثابتًا أثناء تكوين الأيون.

المفردات
- رابطة كيميائية
- كاتيون
- أنيون

القسم 2 الروابط والمركَّبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتجاذب الأيونات المختلفة الشحنات لتكوّن مركبات أيونية متعادلة كهربائيًا.

- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية ناتجة عن التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.
- تترتب الأيونات في المركَّب الأيوني في نمط تكراري يُعرف بالشبكة البلورية.
- ترتبط خواص المركب الأيوني بقوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية عبارة عن إلكتروليتات؛ وهي توصل الكهرباء عندما تكون مصهورة وفي صورة محلول.
- طاقة الشبكة هي الطاقة اللازمة لإزالة مول واحد من السبكة البلورية.

المفردات
- رابطة أيونية
- مركب أيوني
- شبكة بلورية
- إلكتروليت
- طاقة الشبكة

القسم 3 الأسماء والصيغ الخاصة بالمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسة في الأسماء والصيغ المكتوبة للمركبات الأيونية، يظهر الكاتيون أولاً متبوعًا بالأنيون.

- توضح وحدة الصيغة نسبة الكاتيونات إلى الأنيونات في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة، وتعبر شحنته عن عدد تأكسده.
- تُشير الأرقام الرومانية إلى عدد تأكسد الكاتيونات التي لها أكثر من حالة تأكسد.
- تتكون الأيونات متعددة الذرات من مجموعة ذرات وتعمل كوحدة مفردة.
- للإشارة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات في صيغة كيميائية، توضع الأقواس حول الأيون وتوضع الأرقام الصغيرة خارج الأقواس.

المفردات
- وحدة الصيغة
- أيون أحادي الذرة
- أيون متعدد الذرات
- أنيون أكسجيني

القسم 4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تكوّن الفلزات شبكات بلورية ويمكن نمذجتها في صورة كاتيونات يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

- تتكوّن الرابطة الفلزية عندما تجذب الكاتيونات الفلزية إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- في نموذج بحر الإلكترون، تتحرك الإلكترونات عبر البلورة الفلزية ولا ترتبط بذرة محددة.
- يفسر نموذج بحر الإلكترونات الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكوّن السبائك الفلزية عند دمج الفلز مع عنصر آخر أو أكثر.

المفردات
- نموذج بحر الإلكترونات
- إلكترونات حرة(غير متموضعة)
- رابطة فلزية
- سبيكة

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

التقويم

القسم 1

إتقان المفاهيم

46. كيف تتكوَّنُ الأيونات المُوجِبة والأيونات السَّالِبة؟

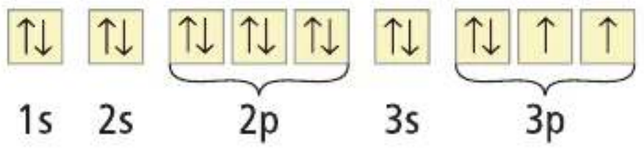
47. متَى تتكوَّن الرَّوابِطُ الكيميائية؟

48. لماذا تميل الهالوجينات والفلزات القلوية لتكوين الأيونات؟ فسر إجابتك.

■ الشكل 14

49. يحتوي الجدول الدوري الوارد في **الشَّكل 14** على عناصرَ يُرمَزُ لها بالحروف من A إلى G. اذكُر عدد إلكترونات التّكافؤ لكُلّ عُنصرٍ و حدّد الأيُون الذي سيتكوَّن.

50. ناقش أهميَّة الميل الإلكتروني وطاقة التأين في تكوينِ الأيونات.



■ الشكل 15

51. الترميز الفلكي للكبريت مُبيَّنٌ في **الشَّكل 15**. اشرح كيف يُكَوِّنُ الكبريت الأيُون الخاصّ به.

إتقان حل المسائل

52. اذكُر عدد إلكترونات التّكافؤ الموجودة في الذَّرَّة لكُلِّ عنصُرٍ.

a. السيزيوم
b. الرُّوبيديوم
c. الجاليوم
d. الخارصين
e. السّترُونشيوُم

53. فسر لماذا يُعَدُّ احتِمالُ تكوين الرَّوابطِ الكيميَائِيَّةِ بالنِّسبَةِ إلى الغازاتِ النَّبيلةِ ضَعيفًا.

54. وضح كيف يتكون أيون الباريوم.

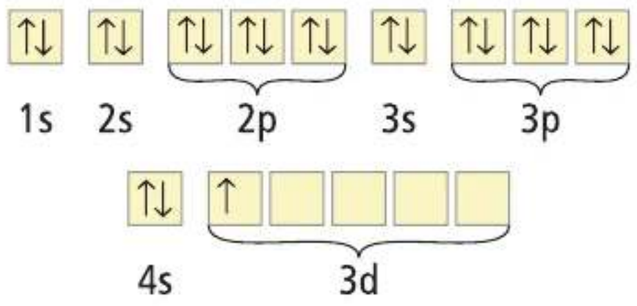
55. وضح كيف يتكون أنيون النِّيتروجين.

56. كُلَّما كانت الذرَّة أكثر تفاعُليَّة، كانت طاقة وضعها أعلى. أيُّ من هاتين الذرتين تملِكُ طاقة وضعٍ أعلى، النِّيون أم الفلور؟ فسر إجابتك..

57. اشرح كيف لذَرَّة الحديد أن تُكوِّنَ أيون حديد ثنائي وأيون حديد ثلاثي.

58. توقّع النشاط الكيميائي لكلِّ ذرَّة بناءًا على ترتيب الإلكترونات الخاص بها.

a. البوتاسيوم b. الفلور c. النيون



■ الشكل 16

59. ناقش تَكَوُّنَ أيون السَّكانديوم 3+ مُستخدِمًا الترميز الفلكي الخاص به المُبيَّن في **الشَّكل 16**.

القسم 2

إتقان المفاهيم

60. ماذا يعني يعنيه مُصطلح مُتعادِلة كهربائيًّا عند مُناقشة المُركَّبات الأيونيَّة؟

61. وضح كيفيَّة تَكَوُّن الرَّوابِط الأيُونِيَّة.

62. فسر السَّبب وراء عدمِ ترابُطِ البوتاسيوم مع النّيون لتكوينِ مُركَّب.

63. ناقش بِإيجازٍ ثلاثَ خصائص فيزيائيَّة للمواد الصلبة الأيونيَّة المُرتَبِطة بِالرَّوابِط الأيونيَّة.

64. صِف بلَّورَة أيونِيَّة وفسر لمَ قد تتباينُ البلَّورات الأيونيَّة لمُختلَفِ المُركَّباتِ في الشَّكل.

65. كيف تتَغيَّرُ طاقة الشبكة البلورية مع تَغيُّرِ حَجمِ الأيون؟

66. في الشَّكل 14. يُمثِّلُ العُنصُر المُسمَّى بـــ B الباريوم ويُمثِّلُ العُنصُر المُسمَّى بـــE اليُود. فسر لمَ لن يكُونَ BaI هُوَ المُركَّبُ المُكَوَّنُ نَتيجَةَ هذه العناصِر.

إتقان حل المسائل

67. حدّد نسبةَ الكَاتيُونات والأنيونات في كُلِّ من الأمثِلة التَّالية:

a. كلوريد البوتاسيوم يستخدم بديلاً للمِلح
b. فلوريد الكالسيُوم يُستَخدَمُ في صِناعَةِ الفُولاذ
c. أكسيد الكالسيوم يُستخدَمُ لإزالةِ ثاني أكسيد الكِبريت من انبعاثات محطّات الطَّاقة
d. كلوريد السّترونشيوم يُستَخدَمُ في الألعابِ النَّاريَّة

68. انظُر إلى **الشَّكل 14** صِف المُركّب الأيوني الناتج عن العناصر التي يُرمزُ لها بِـــ C وD .

69. وضح كيفية تَكَوُّنَ رابطة أيونية بين الخارصين والأكسجين..

70. باستِخدامِ الترميز الفلكي، ارسم مخططًا يُبيِّنُ تَكَوُّنَ رابطة أيونيّة بين الألمنيوم والفلور.

71. باستِخدامِ الترتيب الإلكترُونيّ، ارسم مخطَّطًا يُبيِّنُ تَكَوُّنَ رابطة أيونيّة بين الباريوم والنِّيتروجين.

72. المُوصِلات في ظِلّ ظُروف مُعيَّنة، توصل المُركَّباتُ الأيونيَّة التيار الكهربائي. صِف هذه الظُّروف وفسر لماذا لا تُستخدَمُ هذه المُركَّباتُ الأيونيَّة دائِمًا كَمُوصِلات.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

73. أيُّ هذه المُركَّبات يُعدُّ احتِمالُ تكونها ضعيفًا: $CaKr, Na_2S, BaCl_3, MgF$؟ فسر إجابتك..

74. استخدِم **الجدول 6** لتحديد أيُّ المُركَّبات الأيونيّة تملكُ أعلى درجة انصهار. $MgO, KI, AgCl$. فسر إجابتك.

75. أي المركبين يملك أكبر طاقة شبكة بلورية. $CsCl$ أو KCl ؟ K_2O أو CaO ؟ فسر إجابتك.

القسم 3

إتقان المفاهيم

76. ما البيانات التي تحتاج إليها لِكِتابَةِ صيغةٍ كيميائيّةٍ صحيحَة لتمثيلِ
مُركَبٍ أيونيّ؟

77. متى تُستَخدَمُ الأرقام السُّفليّة في صيغ المُركَّباتِ الأيونيّة؟

78. وضح طريقة تسمية المُركَّب الأيوني.

79. من خلال استخدامك لِأعدادِ التَّأكسد، فسر لماذا تُعتبرُ الصيغة NaF_2 غير صحيحة..

80. وضح ما الذي يعنيهِ اسمُ أُكسيد الكروم (III) من ناحِيةِ الإلكترونات المفقُودَة والمُكتَسَبة، واكتب الصيغة الصَّحيحة.

إتقان حل المسائل

81. اكتب صيغة كل مُركَّب أيونيّ.
a. يوديد الكالسيوم
b. بروميد الفِضَّة
c. كلوريد النّحاس (II)
d. بيريودات البوتاسيوم
e. أسيتات الفضّة

82. سَمِّ كُلّ من المُركَّبات الأيونيّة التّالية:
a. K_2O
b. $CaCl_2$
c. Mg_3N_2
d. $NaClO$
e. KNO_3

83. أكمِل **الجدول 14** من خلال وضع الرّموز والصيغ والأسماء في الفراغات المُناسبة.

الجدول 14 تحديد المُركَّبات الأيونيّة

كاتيون	أنيون	الاسم	الصِّيغة
		كبريتات الأَمُونيُوم	
			PbF_2
		بروميد الليثيوم	
			Na_2CO_3
Mg^{2+}	PO_4^{3-}		

84. **الكروم** هو فلز انتِقالي يُستخدمُ في الطّلاء بالكروم، ويكون أيونات Cr^{2+} وCr^{3+}. اكتب صيغ المُركَّبات الأيونيّة المُتكَّونة عندَما تتَفاعَلُ هذه الأيونات مع أيونات الفلور وأيونات الأكسجين.

85. ما الصيغ الصَّحيحةُ للمُركَّبات الأيونيّة ؟ بالنّسبَة إلى الصيغ غيرَ الصحيحة، اكتب الصيغة الصَّحيحة وفسر إجابَتك.
a. $AlCl$ c. $BaOH_2$
b. Na_3SO_4 d. Fe_2O

86. اكتب صيغ جميع المُركَّبات الأيونيّة التي من المُمكنِ تكوينُها من خِلال اتحاد كُلٍّ من الكاتيونات مع كُلّ من الأنيونات المُدرَجَة في الجدوَل 15. سَمِّ كُلّ مُركَّب تقومُ بتَكوينِهِ.

الجدول 15 لائحة الكاتيونات و الأنيونات

كاتيونات	أنيونات
K^+	SO_3^{2-}
NH_4^+	I^-
Fe^{3+}	NO_3^-

القسم 4

إتقان المفاهيم

87. صِف الرّابطة الفلزيّة.

88. اشرح بإيجازٍ لماذا تُصنَعُ السَّبائك الفلزية..

89. صِف بإيجازٍ كيف يُفسِّرُ التَّرابُطُ الفلزيّ قابلِيَّةَ الفلزات للسَّحبِ والطَّرق.

90. قارن و قابِل بين نوعَي السَّبائك الفلزية..

91. وضح أوجه الشبه بين الرابطة الفلزيّة والرَّابطة الأيونيّة.

92. **النُّحاس الأصفر** يُستَخدَمُ النُّحاسُ والخارصين لتَشكِيلِ سبيكة النُّحاس الأصفر. اشرح بإيجازٍ لِمَ يُكوِّنُ هذين النَّوعين من الفلزات سبيكة استبدالية وليس سبيكة فراغية.

إتقان حل المسائل

93. ما أوجُهُ الاختِلافِ بينَ الرابطة الفلزيّة والرَّابطة الأيونيّة؟

94. **الفضَّة** وضح بإيجازٍ لِماذا تُعتبَرُ الفضَّةُ ناقِلا جيّدًا للكهرباء.

95. **الفولاذ** اِشرح بإيجازٍ لِماذا يُستَخدَمُ الفولاذ، وهو سبيكة من الحديد، في بناء البنية الدَّاعمة للعديد من المَباني.

96. دَرجَةُ انصِهار البيريليوم هي $1287°C$، في حينِ أنَّ درجَةُ انصِهارِ اللِّيثيوم هي $180C°$. فسر سبب الفَرقَ الكبيرَ في القِيَم.

97. تبلغ درجة غليان التّيتانيوم $3287C°$. وتبلغ درجة غليان النُّحاس $2562C°$. فسر سبب وجود اختلاف في درجة غليان هذين الفلزين.

98. **السَّبائك** صِف الفرق بين سَّبيكة الفِضَّة الإستِرلينيّة والفُولاذ الكربوني من حيث أنواعِ السَّبائك المعنية.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

التّقويم

مُراجعة عامة

99. أذكُر عدد إلكترُونات التَّكافُؤ لذَرَّات الأُكسجين والكِبريت والزَرنيخ والفُوسفُور والبروم..

100. فسر لماذا بإمكان الكالسيوم تكوينَ أيون Ca^{2+} ولكن ليس أيون Ca^{3+}.

101. أيّ مُرَكَّب أيونيّ له أكبَرَ طاقة للشبكة البلورية. ، NaCl $MgCl_2$ ، KCl؟ فسر إجابتك.

102. اكتب صيغة كل مُركَّب أيونيّ.

a. كبريتيد الصوديوم
b. كلوريد الحديد (III)
c. كبريتات الصوديوم
d. فوسفات الكالسيوم
e. نيترات الخارصين

103. الكوبالت، فلز انتقالي، يُكون كُل من أيونات Co^{2+} وCo^{3+}. اكتب الصيغ الصَّحيحة واذكر اسم الأكسيدات المُتكوِّنة من الأيونتين المُختلِفتين.

104. أكمل **الجدول 16**.

الجدول 16 بيانات العنصر وعددإلكترونات التكافؤ والأيون المتكون

العنصر	إلكترونات التكافؤ	الأيون المتكوّن
السلينيوم		
القصدير		
البود		
الأرجون		

105. **الذَّهب** اشرح بإيجاز لم يُستَخدَم الذَّهب كَحُلِيّ وكمُوصِل في الأجهزة الإلكترونيَّة.

106. وضح كيف يتكون أيون النّيكل الذي عدد تأكسده +2.

107. قارِن بين الكبريتات والكبريتيت.

108. من خِلال استخدام الترميز النقطي للإلكترونات، ارسم مخطَّطًا للرَّابطة الأيونيَّة بين البوتاسيوم واليُود.

109. يكوّن المغنيسيوم أكسيدًا ونيتريدًا عند احتراقه في الهواء. ناقش تكوين أكسيد المغنيسيوم ونيتريد المغنيسيوم عندما تتفاعل ذرّات المغنيسيوم مع ذرّات الأكسجين والنيتروجين..

110. يمكن لقوّة خارجية تغيير شكل فلز الصوديوم بسهولة، بينما يتحطم كلوريد الصوديوم عند تعرضه لنفس المقدار من القوة. لماذا تتصرف هذه المواد الصلبة بهذا القدر من الاختلاف؟

111. اذكر اسم كل مركّب من المركّبات الأيونية:

a. CaO
b. BaS
c. $AlPO_4$
d. $Ba(OH)_2$
e. $Sr(NO_3)_2$

التفكير الناقد

112. **قم بتصميم** خارطة مفاهيم لشرح الخصائص الفيزيائية لكل من المركّبات الأيونية والمواد الفلزية الصلبة.

113. **توقع** أي مادة صلبة في كل زوج ستكون لها أعلى درجة انصهار. فسر إجاباتك.

a. NaCl أو CsCl
b. Ag أو Cu
c. Na_2O أو MgO

114. **قارن وقابل بين** الكَاتيُونات والأنيونات.

115. **لاحظ واستدلّ**: تعرف على الأخطاء في الصيغ والأسماء التالية، وقم بتصميم مخطط لتفادي الأخطاء.

a. أسيتات النحاس
b. Mg_2O_2
c. Pb_2O_5
c. أكسيد الصوديوم
e. $Mg_3(PO_4)_2$

■ الشكل 17

116. **طبِّق** افحص الأيونات في الدورق المبيّن **في الشكل 17**. قم بتحديد مركّبين اثنين يمكن أن يتكوّنا من الأيونات الموجودة، ثم اشرح سبب إمكان حدوث ذلك.

117. **طبِّق** البراسيوديميوم (Pr) هو عنصر من اللانثينيدات يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك، مما يؤدّي إلى تكوين كلوريد البراسيوديميوم (III). وهو يتفاعل أيضا مع حمض النيتريك، مكونًا نيترات البراسيوديميوم (III). الترتيب الإلكتروني للبراسيوديميوم هو $[Xe]4f^36s^2$

a. افحص الترتيب الإلكتروني ثم اشرح كيف يكوّن البراسيوديميوم أيون 3.
b. اكتب الصيغ الصحيحة لكلا المركّبين اللذين كوّنهما البراسيوديميوم.

118. **كوّن فرضية** انظر مواقع البوتاسيوم والكالسيوم في الجدول الدوري. قم بإعداد فرضية لشرح سبب الارتفاع الشديد لدرجة انصهار الكالسيوم مقارنة بدرجة انصهار البوتاسيوم.

119. **قوِّم** اشرح كيف أن مصطلح "إلكترونات حرة (غير متموضعة)" هو الوصف المناسب لوضع الالكترونات المشاركة في الرابطة الفلزية.

120. **طبِّق** كافة الذرّات غير المشحونة لديها الكترونات تكافؤ. اشرح السبب الذي يجعل بعض العناصر مثل اليود والكبريت لا تكون روابط فلزية.

121. **حلِّل** اشرح لماذا يتم إطلاق طاقة الشبكة البلورية إثر تكوّن مركّب أيوني.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مسألة تحدي

122. **المركّبات الأيونية**: الكريسوبيريل هو معدن شفاف أو شبه شفاف يكون براقا في بعض الأحيان. ويتكوّن من أكسيد ألمنيوم البيريليوم، $BeAl_2O_4$. قم بتحديد أعداد التأكسد لكل أيون من الأيونات التي يتضمنها هذا المركّب. اشرح تكوين هذا المركّب الأيوني.

مراجعة تراكمية

123. أُعطيت سائلا كثافته مجهولة. كتلة مخبار مدرج يحتوي على 2.00mL من السائل تساوي 34.68g. كتلة المخبار فارغ هي *30.00*g. بناء على هذه المعلومات، حدِّد كثافة السائل.

124. في المختبر. استخدم الطلاب ميزانا ومخبار مدرج لجمع البيانات الواردة في **الجدول 17**. احسب كتلة العيّنة. إذا كانت القيمة المقبولة لهذه العيّنة هي 7.01g/mL. احسب نسبة الخطأ المئوية.

الجدول 17 بيانات الحجم والكتلة

كتلة العينة	19.21 g
حجم الماء فقط	39.0 mL
حجم الماء والعينة	43.1 mL

125. تنخفض طاقة ذرّة الزئبق من 1.413×10^{-18} J إلى 1.069×10^{-18} J.
   a. ما قيمة طاقة الفوتون المنبعث من ذرّة الزئبق؟
   b. ما تردّد الفوتون المنبعث من ذرّة الزئبق؟
   c. ما الطول الموجي للفوتون المنبعث من ذرة الزئبق؟

126. أي عنصر له طاقة تأيّن أكبر، الكلور أم الكربون؟

127. قارن وقابل بين طرق تكوين الأيونات لدى الفلزات واللافلزات، واشرح أسباب الاختلافات.

128. ما العناصر الانتقالية؟

129. اكتب رمز واسم العنصر المناسب لكل وصف.
   a. ثاني أخفّ الهالوجينات
   b. شبه فلز له رقم أقل دورة.
   c. في المجموعة *16* ويكون في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة.
   d. أثقل الغازات النبيلة
   e. في المجموعة *15* ويكون في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة.

الكتابة في الكيمياء

130. **الجذور الحرة** يعتقد الكثير من الباحثين أن الجذور الحرة مسؤولة عن آثار الشيخوخة والسرطان. ابحث في موضوع الجذور الحرة واكتب عن مسبباتها وسبل الوقاية منها.

131. **نمو البلّورات** يمكن تكوين بلورات المركّبات الأيونية وزيادة حجمها بكل سهولة في بيئة المختبر ابحث حول طرائق نمو البلورات، وقم بتصميم تجربة لعمل ذلك في المختبر.

أحـم

أسئلة مبنية على المستندات

المحيطات في إطار تحليل لمحيطات العالم، قام العلماء بتلخيص البيانات المتعلقة بالأيونات كما هو مبيّن **في الجدول 18**.

بيانات مأخوذة من: Royal Society of Chemistry, All at sea? The chemistry of the oceans.

الجدول 18 الأيونات الاثنا عشر الأكثر انتشارًا في البحر

الأيون	التركيز (mg/dm^3)	النسبة المئوية بالكتلة % (من إجمالي المواد الصلبة المذابة)
Cl^-	19,000	55.04
Na^+	10,500	30.42
SO_4^{2-}	2655	7.69
Mg^{2+}	1350	3.91
Ca^{2+}	400	1.16
K^+	380	1.10
CO_3^{2-}	140	0.41
Br^-	65	0.19
BO_3^{3-}	20	0.06
SiO_3^{2-}	8	0.02
Sr^{2+}	8	0.02
F^-	1	0.003

132. حدِّد الأنيونات والكاتيونات المدرجة في **الجدول 18**

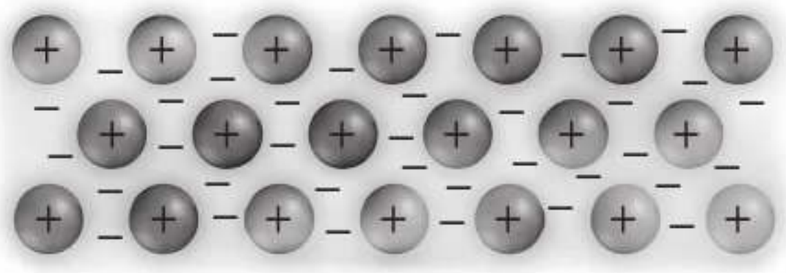
133. مثِّل بيانيًّا بالأعمدة تركيز كل أيون، مبينًا أسباب صعوبة القيام بهذا العمل.

134. كلوريد الصوديوم ليس المركّب الأيوني الوحيد الذي يتم الحصول عليه من ماء البحر. اذكر أربعة مركّبات أخرى يمكن الحصول عليها من ماء البحر وتحتوي على أيون الصوديوم، ثم اكتب اسم كل منها وصيغته الكيميائية.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الاختيار من متعدد

استخدام الشكل أدناه للإجابة عن السؤال الأول.



1. ما الوصف الذي يدعمه هذا النموذج؟
a. الفلزات مواد لامعة وتعكس الضوء..
b. الفلزات موصلات جيدة للحرارة والكهرباء.
c. المركبات الأيونية مركبات قابلة للطرق.
d. المركبات الأيونية موصلات جيدة للكهرباء.

2. ما العبارة غير الصحيحة فيما يتعلق بأيون Sc^{3+}؟
a. له الترتيب الإلكتروني نفسه مثل Ar.
b. أيون سكانديوم بثلاث شحنات موجبة.
c. يعتبر عنصرًا مختلفًا عن ذرة Sc المتعادلة..
d. يتكوّن عند فقد إلكترونات 4s و3d.

3. من الأملاح المذكورة أدناه، ما النوع الذي يتطلب أكبر قدر من الطاقة لكسر الروابط الأيونية؟
a. $BaCl_2$
b. LiF
c. NaBr
d. KI

4. ينتج عن القوة الكبيرة للروابط الأيونية جميع الخواص الآتية لـــ NaCl عدا
a. بلورات صلبة.
b. درجة غليان مرتفعة.
c. درجة انصهار مرتفعة.
d. ذائبية ضعيفة.

5. ما الصيغة الصحيحة لمركب كبريتات الكروم III؟
a. Cr_3SO_4
b. $Cr_2(SO_4)_3$
c. $Cr_3(SO_4)_2$
d. $Cr(SO_4)_3$

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة 6 - 8.

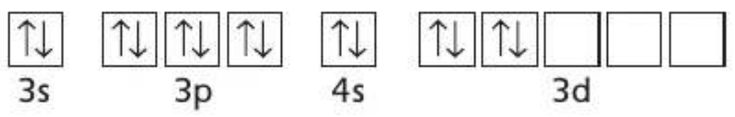
الخواص الفيزيائية للمركبات المحددة			
المركب	نوع الرابطة	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
F_2	تساهمية غير قطبية	−220	−188
CH_4	تساهمية غير قطبية	−183	−162
NH_3	تساهمية قطبية	−78	−33
CH_3Cl	تساهمية قطبية	−64	61
KBr	أيونية	730	1435
Cr_2O_3	أيونية	?	4000

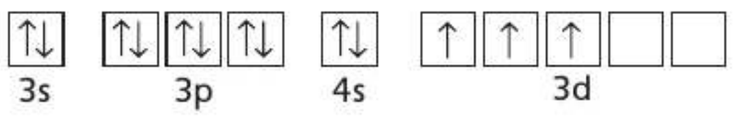
6. أُكتشف مركب درجة انصهاره −100°C. ما الذي يمكن أن ينطبق بشكل صحيح على هذا المركب؟
a. له بالتأكيد رابطة أيونية.
b. له بالتأكيد رابطة تساهمية قطبية.
c. له إما رابطة تساهمية قطبية أو رابطة تساهمية غير قطبية.
d. له إما رابطة تساهمية قطبية أو رابطة أيونية.

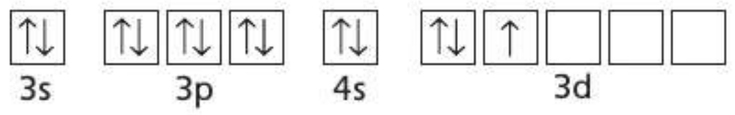
7. ما الدرجة التي لا يمكن أن تكون درجة انصهار لـــ Cr_2O_3؟
a. 2375°C
b. 950°C
c. 148°C
d. 3342°C

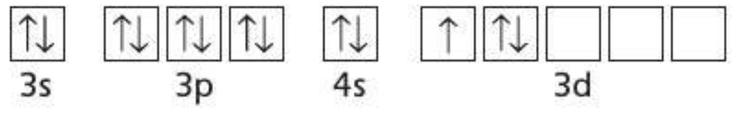
8. أي من التالية تدعمه البيانات الموجودة في الجدول؟
a. للروابط التساهمية غير القطبية درجات غليان مرتفعة.
b. للروابط التساهمية القطبية درجات انصهار مرتفعة.
c. للروابط الأيونية درجات انصهار منخفضة.
d. للروابط الأيونية درجات غليان مرتفعة.

9. ما الترميز الفلكي الصحيح لمستويات الطاقة الرئيسة الثالثة والرابعة للفناديوم؟

a.


b.


c.


d.


حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة 10 - 12.

عنصر اللوتيتيوم هو عنصر أرضي نادر يستخدم في تسريع التفاعلات الكيميائية المستخدمة في المعالجة البترولية. وله نظيران موجودان طبيعيًا.

النظير	نوع الانحلال الإشعاعي	النسبة المئوية للوفرة
$^{175}_{71}Lu$	لا يوجد	97.41
$^{176}_{71}Lu$	بيتا	2.59

10. احسب متوسط الكتلة الذرية للوتيتيوم.

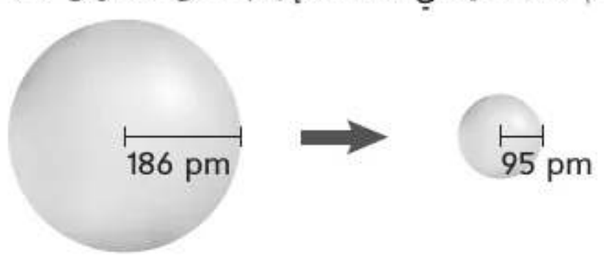
11. حدد الناتج عندما يمر اللوتيتيوم – 176 بانحلال نووي.

12. قارن بين عدد البروتونات والنيوترونات في كل نظير من هذه النظائر.

أسئلة ذات إجابات مفتوحة

13. حدد العلاقة بين التغير في نصف القطر الذري والتغير في التركيب الذري عبر الجدول الدوري.

استخدم الرسم التخطيطي أدناه للإجابة عن السؤال 14.



14. حدد العلاقة بين التغير في نصف القطر الذري والتغيرات التي تحدث عند تكون الأيون عبر الجدول الدوري.

اختبار الكفاءة الدراسية (SAT) في مادة: الكيمياء

استخدام الرسم التخطيطي أدناه للإجابة عن السؤال 15.

15. أي مما يلي يصف حالة المادة الموضحة؟

a. صلبة، لأن الجسيمات متراصة بإحكام بعضها مقابل بعض.
b. غازية، لأن الجسيمات تتحرك بسهولة.
c. سائلة لأن الجسيمات قادرة على التحرك بحرية
d. صلبة، لأنه يوجد نمط منتظم للجسيمات
e. سائلة، لأن الجسيمات تكون في تلامس ثابت عندما تتدفق بعضها فوق بعض.

استخدم قائمة العناصر أدناه للإجابة عن الأسئلة 16 -20.

a. الصوديوم
b. الكروم
c. البورون
d. الأرجون
e. الكلور

16. أي منها له إلكترونات خارجية في المستوى الفرعي s؟

17. أي منها له سبعة إلكترونات تكافؤ؟

18. أي منها فلز انتقالي؟

19. أي منها لهالترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$؟

20. أي منها غاز نبيل؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 4

الترابط التساهمي

الفكرة الرئيسة تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات .

الأقسام

1 الرابطة التساهمية

2 تسمية الجزيئات

3 التركيب البنائي للجزيئات

4 الشكل الهندسي للجزيئات

5 السالبية الكهربائية والقطبية

التجربة الاستهلالية

ما نوع المركب المستخدم في صنع الكرة المطاطية؟

تُصنع الكرات المطاطية من مركب سيليكون يُسمى أكسيد السيليكون العضوي ($Si(OCH_2CH_3)_2O$)، وسنقارن في هذه التجربة بين خصائص أكسيد السيليكون العضوي و خصائص المركبات الأيونية والتي درستها سابقًا.

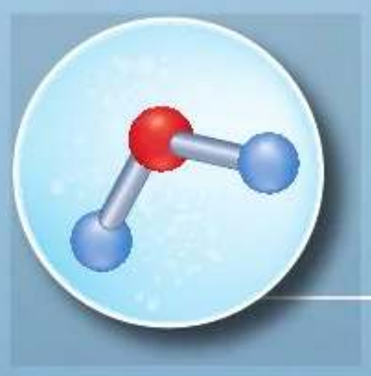
مطويات® منظم الدراسة

خصائص الرابطة

قم بعمل مطوية على شكل طبقات داخل بعضها البعض. ميزها بالأسماء على النحو الموضح. استخدمها لمساعدتك على تنظيم دراستك لأنواع الروابط الثلاثة الرئيسة.

- أيونية
- تساهمية قطبية
- تساهمية غير قطبية
- صفة الرابطة

نموذج ملء الفراغ

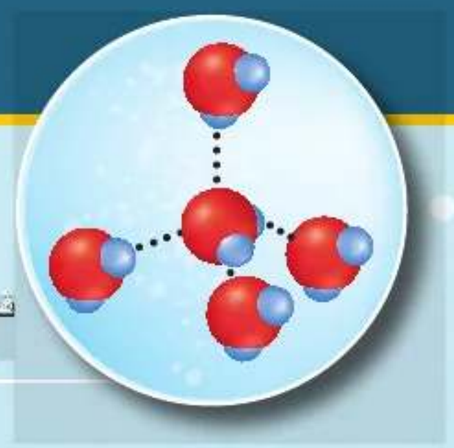


نموذج الكرة والعصا

هيكل لويس

Covalent Bonding, Chapter 8, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017 McGraw-Hill Education

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة


قطرات الماء الكروية

ما يجعل جزيئات الماء متماسكة روابط تختلف عن الروابط التي تربط المركبات الأيونية ببعضها البعض. تساعد القوى بين جزيئات الماء التي تنتج عن هذه الروابط في تفسير خصائص الماء – على سبيل المثال، القطرات الكروية التي تكونها عندما تسقط.

All Chapters from Glencoe Chemistry: Matter and Change, Student Edition ©2017

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 1

الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسة تكتسب الذرات حالة الاستقرار عندما تشارك إلكترونات وتكوّن روابط تساهمية.

الأسئلة الرئيسة

- كيف يمكن تطبيق قاعدة الثمانية على الذرات التي تكوّن روابط تساهمية؟
- لماذا تكّون الذرات روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية؟
- ما المقصود بروابط سيجما وباي وكيف يتناقضا؟
- ما العلاقة بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها؟

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية chemical bond: القوة التي تربط ذرتين سويًا.

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية	Covalent bond
جزيء	Molecule
بنية لويس	Lewis Structure
رابطة سيجما	Sigma bond
رابطة باي	Pi bond
تفاعل ماص للحرارة	Endothermic reaction
تفاعل طارد للحرارة	Exothermic reaction

الكيمياء في حياتك

هل شاركت من قبل في سباق الثلاثة أرجل؟ يشارك كل شخص في السباق قدمًا من أقدامه مع زميل ليكوّن فريق واحد من ثلاثة أرجل. بطريقة ما، يعكس سباق الثلاثة أرجل طريقة مشاركة الذرات للإلكترونات وربطها سويًا كوحدة.

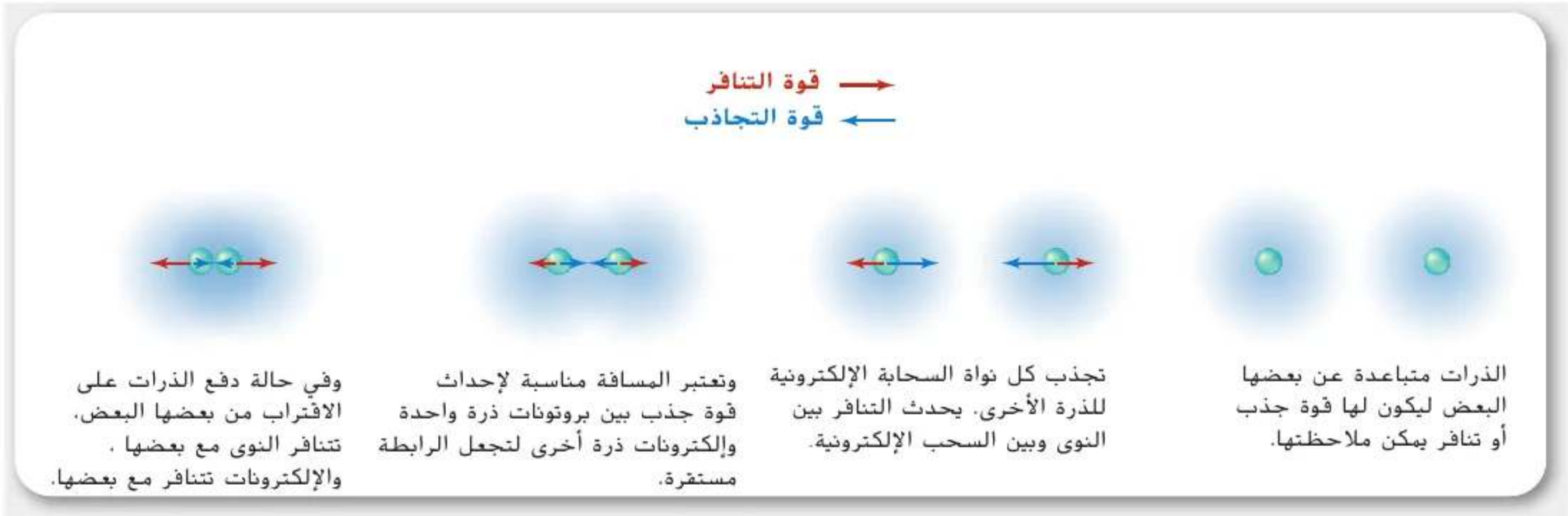
لماذا ترتبط الذرات؟

فهم الروابط في المركبات ضروري لتطوير تقنيات ومواد كيميائية جديدة. ولنفهم سبب تكوين مركبات جديدة، تذكر ما تعلمته عن الغازات النبيلة وهي العناصر التي لا تميل إلى تكوين مركبات جديدة. تعلمت أن جميع الغازات النبيلة لها ترتيبات إلكترونية مستقرة. يتكون هذا الترتيب المستقر من مستوى طاقة خارجي مكتمل وطاقة كامنة أقل مقارنة بترتيبات ذرات العناصر الأخرى. نادرًا ما تكوّن الغازات النبيلة أي مركبات وذلك بسبب توزيعاتها المستقرة.

اكتساب حالة الاستقرار يرتبط استقرار الذرة أو الأيون أو المركب بطاقته؛ ولهذا، فإن مستويات الطاقة الأقل تكون أكثر استقرارًا. أنت تعلم، بناءً على دراسة الروابط الأيونية أن الفلزات واللافلزات تكتسب حالة الاستقرار عن طريق نقل (اكتساب أو فقدان) الإلكترونات لتكوين أيونات. تمتلك الأيونات الناتجة توزيعات إلكترونية مستقرة للغاز النبيل. تعلم استنادًا إلى قاعدة الثمانية أن الذرات التي لها ثمانيات مكتملة – توزيع إلكترونات التكافؤ الثمانية – مستقرة. في هذا الوحدة ستتعلم أن مشاركة إلكترونات التكافؤ هي طريقة أخرى يمكن للذرات فيها الحصول على توزيع إلكتروني مستقر للغازات النبيلة. تتألف قطرات الماء الموضحة في **الشكل 1** من جزيئات الماء المكوّنة بفعل مشاركة ذرات الهيدروجين والأكسجين الإلكترونات.

الشكل 1 تتكون كل قطرة ماء من جزيئات الماء. ويتكون كل جزيء ماء من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين مرتبطة مع بعضها بفعل خاصية مشاركة الإلكترونات. ترجع أشكال القطرات إلى القوى بين الجزيئية التي توجد بين جزيئات الماء.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education



الشكل 2 توضح الأسهم على هذا المخطط محصلة قوى التجاذب والتنافر التي تُمارس على ذرتي فلور عند حركتهما اتجاه بعضهما البعض. وتعتبر القوى الإجمالية بين ذرتين هي نتاج تنافر الإلكترون مع الإلكترون وتنافر النواة مع النواة وتجاذب الإلكترون مع النواة. وعند الموضع الذي تكون فيه محصلة قوى التجاذب الأكبر، تتكون رابطة تساهمية.

ربط كيف ترتبط حالة استقرار الرابطة بالقوى الممارسة على الذرات؟

ما المقصود بالرابطة التساهمية؟

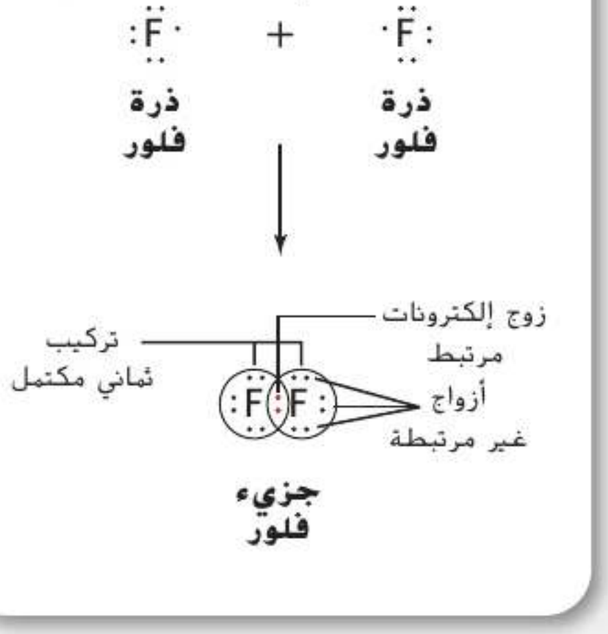
قرأت للتو أن الذرات يمكنها مشاركة الإلكترونات لتكوّن توزيعات إلكترونية مستقرة. كيف يحدث ذلك؟ هل هناك طرق أخرى يمكن من خلالها مشاركة الإلكترونات؟ كيف تختلف خصائص هذه المركبات عن تلك المكوّنة عن طريق الأيونات؟ واصل القراءة للإجابة عن هذه الأسئلة.

الإلكترونات المشتركة تُشارك الذرات في المركبات غير الأيونية الإلكترونات. الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة إلكترونات التكافؤ هي **رابطة تساهمية**. يتكوّن **الجزيء** عند ارتباط ذرتين أو أكثر تساهميًا. في أي رابطة تساهمية، تعتبر الإلكترونات المتشاركة جزءًا من مستويات الطاقة الخارجية لكلا الذرتين الداخلتين في التفاعل. يمكن أن تحدث الرابطة التساهمية بين العناصر القريبة من بعضها البعض على الجدول الدوري. تتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات العناصر اللافلزية.

تكوّن الرابطة التساهمية تتكون الجزيئات ثنائية الذرة، مثل الهيدروجين (H_2) والنيتروجين (N_2) والأكسجين (O_2) والفلور (F_2) والكلور (Cl_2) والبروم (Br_2) واليود (I_2) عندما تشارك ذرتين من كل عنصر إلكترونات. وتوجد الجزيئات بهذه الطريقة نظرًا لأن جزيئات ذرتين أكثر استقرارًا من الذرات الفردية.

لنأخذ مثال الفلور الذى له التوزيع الإلكترونى $1s^2 2s^2 2p^5$. لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلكترونًا آخر لتكوين ثمانية. وباقتراب ذرتا فلور ببعضهما البعض، تمارس العديد من القوى عملها كما هو موضح في **الشكل2**. تؤثر قوتا التنافر على الذرات، تنتج أحدهما بين إلكترونات الذرتين متشابهة الشحنة والأخرى بين بروتونات الذرتين متشابهة الشحنة. كما تنشأ قوى تجاذب بين بروتونات ذرة وإلكترونات ذرة أخرى. وباقتراب ذرات الفلور من بعضها البعض، يزداد جذب البروتونات في كل نواة لإلكترونات الذرة الأخرى حتى الوصول إلى نقطة تكون فيها محصلة قوى التجاذب أكبر ما يمكن. وعند هذه النقطة، ترتبط الذرتان برابطة تساهمية ويتكون الجزيء. إذا اقتربت النواتان أكثر من بعضهما البعض، فإن قوى التنافر تزداد وتتغلب على قوى التجاذب.

ويحدث الترتيب الأكثر استقرارًا للذرات في أي رابطة تساهمية عند الوصول إلى المسافة المثالية بين النوى. وببلوغ هذه النقطة، تكون محصلة قوة التجاذب أكبر من محصلة قوة التنافر. يوجد الفلور في صورة جزيء ثنائي الذرة؛ لأن مشاركة زوج واحد من الإلكترونات تمنح كل ذرة فلور شكل التوزيع المستقر للغاز النبيل. كما هو موضح في **الشكل 3** تمتلك كل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجًا من الإلكترونات المرتبط تساهميًا (مشتركة) وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة (غير المشتركة).



الشكل 3 تشارك ذرتا الفلور زوجًا من الإلكترونات لتكوّن رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشترك يمنح كل ذرة ثمانية إلكترونات في مستواها الأخير.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تجربة مُصغرة

المقارنة بين درجات الانصهار

كيف يمكنك تحديد العلاقة بين نوع الرابطة ودرجة الانصهار؟ تعتمد خصائص أي مركب على إذا ما كانت الروابط في المركب أيونية أم تساهمية.

خطوات التجربة

1. قم بتحديد احتياطات السلامة لهذه التجربة قبل بدء العمل.
2. قم بإنشاء جدول بيانات للتجربة.
3. باستخدام **قلم تحديد** ارسم ثلاثة خطوط على القعر الداخلي **لطبق ألمنيوم قطره 20 cm يستخدم لمرة واحدة** لتكوين ثلاث فجوات متساوية. ميز الفجوات بعلامات *A* و*B* و*C*.
4. ضع الطبق على **سخان كهربائي**.
تحذير: سيحرق السخان الكهربائي والطبق الجلد—تعامل معهما بحرص.
5. احصل على العينات التالية من معلمك وضعها في الفجوات المميّزة كما يلي: **بلورات السكر** ($C_{12}H_{22}O_{11}$) *A*، **بلورات الملح** (NaCl) *B*، **بارافين** ($C_{23}H_{48}$) *C*.
6. تنبأ بالترتيب الذي ستنصهر به المركبات.
7. اضبط مقبض الحرارة في السخان الكهربائي على أعلى مستوى. ستسخن المركبات لمدة خمس دقائق. عيّن شخص ما لمراقبة زمن تسخين المركبات.
8. راقب المركبات خلال فترة 5 دقائق. سجّل المركبات المنصهرة وترتيب انصهارها.
9. وبعد خمس دقائق، قم بإيقاف السخان الكهربائي وأزِل الطبق باستخدام **قفازات** أو **ماسك**.
10. دع الطبق يبرد وبعد ذلك ضعه في حاوية النفايات المناسبة.

التحليل

1. **حدِّد** الجسم الصلب الذي انصهر أولاً؟ ما الجسم الصلب الذي لم ينصهر؟
2. **طبّق** بناءً على ملاحظاتك وبياناتك، صِف درجات الانصهار بالترتيب منخفضة أو متوسطة أو مرتفعة أو مرتفعة جدًا.
3. **استدّل** أي المركبات ترتبط بروابط أيونية؟ أي المركبات ترتبط بروابط تساهمية؟
4. **لخِّص** كيفية تأثير نوع الرابطة على درجات انصهار المركبات.

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 **بُنى 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.

الشكل 4 عندما تشارك ذرتا هيدروجين زوجًا من الإلكترونات، تُصبح كل ذرة هيدروجين مستقرة لأن مستوى الطاقة الخارجي لها ممتلئ.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

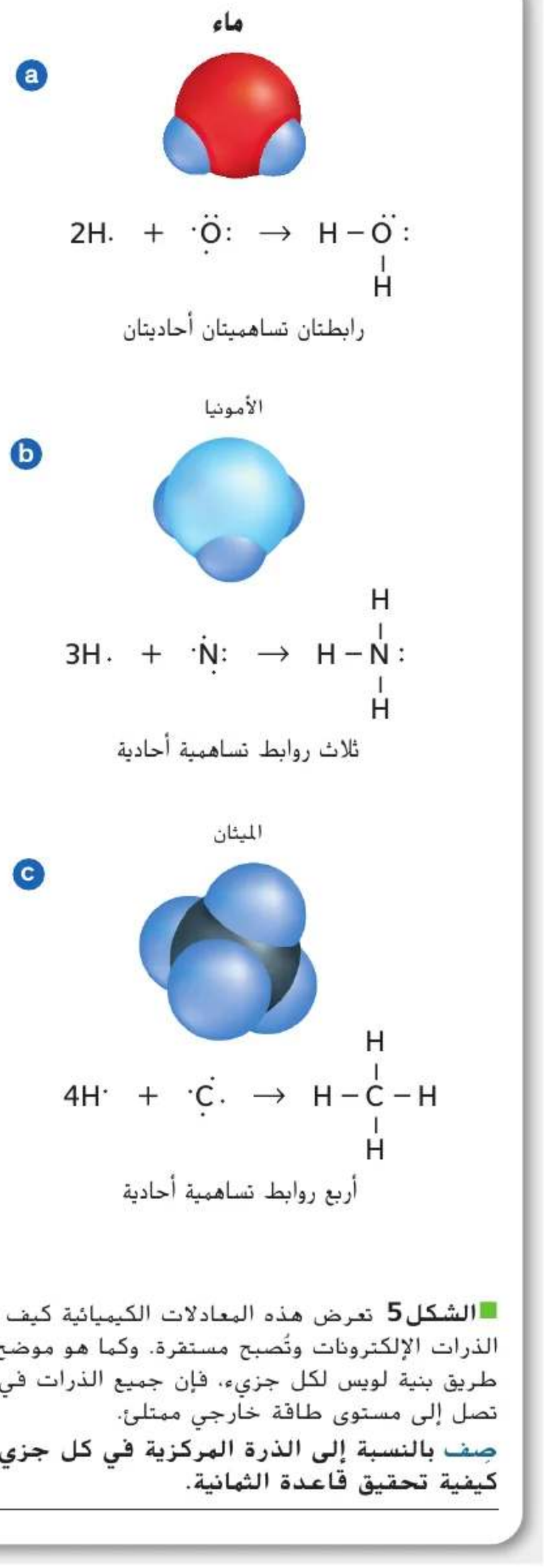
المجموعة 17 والروابط الأحادية الهالوجينات – عناصر المجموعة 17، مثل الفلور – لديها سبعة إلكترونات تكافؤ. وحتى تصل إلى قاعدة الثمانية تحتاج إلى إلكترون واحد، ولهذا تكون ذرات عناصر المجموعة 17 روابط تساهمية أحادية مع ذرات عناصر لافلزية أخرى، مثل: الكربون. لقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية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

المجموعة 16 والروابط الأحادية يمكن لذرة من عناصر المجموعة16 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.

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.

التأكد من فهم النص **صف** كيف توضح بنية لويس الرابطة التساهمية.



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.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الشكل 6 تم نقش هذا الشكل على الزجاج كيميائيًا باستخدام فلوريد الهيدروجين (HF) وهو حمض ضعيف. يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السيليكا، وهو المكوّن الرئيس للزجاج. ويكوِّن رابع فلوريد السيليكون الغازي (SiF_4) والماء.

مثال 1

بنية لويس لجزيء يتم تصنيع الأشكال على الزجاج كما هو موضح في**الشكل 6** بحفر سطحها كيميائيًا باستخدام فلوريد الهيدروجين (HF). ارسم بنية لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

1. حلل المسألة

أُعطيت معلومات تفيد أن الهيدروجين والفلور يكونا جزيء فلوريد الهيدروجين. ذرة الهيدروجين (وهو عنصر من عناصر المجموعة الأولى) لديها إلكترون تكافؤ واحد. ويمكنها الارتباط مع أي ذرة لافلزية عندما تُشارك زوجًا واحدًا من الإلكترونات. وتحتاج ذرة الفلور (وهو عنصر من عناصر المجموعة 17) إلى إلكترونًا واحدًا للوصول إلى قاعدة الثمانية. ولهذا، تتكون رابطة تساهمية أحادية عند ارتباط ذرات الهيدروجين مع الفلور.

2. إيجاد المجهول

لرسم بنية لويس، ارسم أولاً الترميز النقطي للإلكترون لكل ذرة. وبعد ذلك، أعد كتابة الرموز الكيميائية وارسم خطًا بينهم لتوضح زوج الإلكترونات المشتركة. وبالنهاية، أضف النقاط لتوضيح أزواج الإلكترونات غير المشتركة.

$$\underset{\text{ذرة هيدروجين}}{H\cdot} + \underset{\text{ذرة فلور}}{\cdot\ddot{F}:} \rightarrow \underset{\text{جزيء فلوريد الهيدروجين}}{H-\ddot{F}:}$$

3. تقييم الإجابة

تمتلك كل ذرة في الجزيء الجديد توزيع الغاز النبيل وتكون مستقرة.

تطبيقات

ارسم بنية لويس لكل جزيء.

1. PH_3
2. H_2S
3. HCl
4. CCl_4
5. SiH_4
6. **التحدي** ارسم بنية لويس لجزيء مكوّن بين ذرات عناصر المجموعة 1 والمجموعة 16.

رابطة سيجما الروابط التساهمية الأحادية يطلق عليها أيضًا **روابط سيجما** وتمثل بالحرف اليوناني سيجما (σ). تحدث الرابطة سيجما عندما يتواجد زوج من الإلكترونات المشتركة في المنطقة المتوسطة بين الذرتين. عندما تشارك الذرتان الإلكترونات، تتداخل أفلاك التكافؤ الذرية من النهاية إلى النهاية مما يركز الإلكترونات في فلك الربط بين الذرتين. فلك الربط هو منطقة محددة حيث يمكن على الأرجح وجود إلكترونات الربط. تتكون رابطة سيجما عندما يتداخل الفلك s مع فلك s آخر أو فلك p أو يتداخل فلكا p من النهاية إلى النهاية. تكون جزيئات الماء (H_2O) والأمونيا (NH_3) والميثان (CH_4) روابط سيجما كما هو موضح في **الشكل 7**.

المفردات

المفردات الأكاديمية

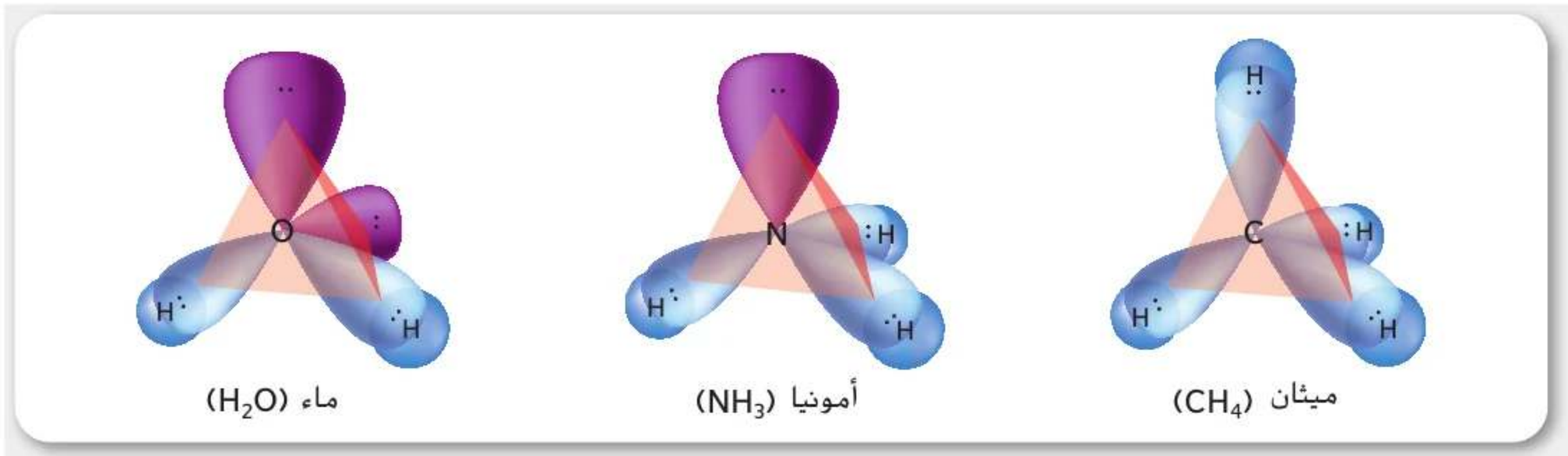
التداخل (overlap)

لشغل المنطقة نفسها جزئيًا

يتداخل الطريقان في الشارع بحيث يتم تكوين مدخل مشترك.

☑ **التأكد من فهم النص** **أدرج** الأفلاك التي يمكن أن تكون روابط سيجما في مركب تساهمي في قائمة.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة



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 والنيتروجين والأكسجين والكبريت روابط متعددة مع اللافلزات. كيف تعرف إذا كانت ذرتان ستكونان 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؛ وتتم مشاركة إجمالي زوجين من الإلكترونات بين الذرتين.

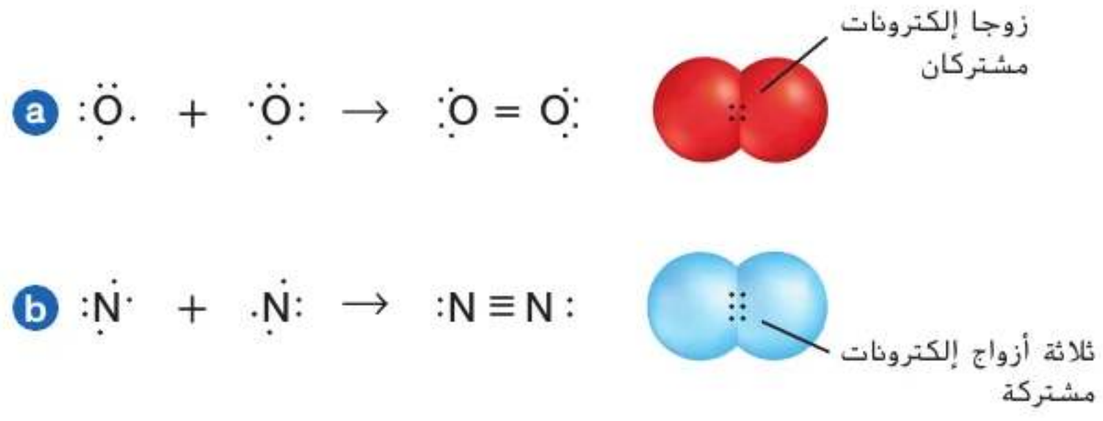
الروابط الثلاثية تتكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتم مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النيتروجين ثنائي الذرة (N_2) على رابطة تساهمية ثلاثية. تُشارك كل ذة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات مكونة رابطة ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في **الشكل 8b**.

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 وتشترك في الإلكترونات. يشغل زوج الإلكترونات المشترك في رابطة باي المساحة أعلى وأسفل الخط الذي يمثل الموضع الذي ترتبط فيه الذرتين سويًا.

الشكل 7 تتكوّن روابط سيجما في كل جزيء من هذه الجزيئات عندما تتداخل أفلاك ذرة الهيدروجين رأسيًا مع أفلاك الذرة المركزية.

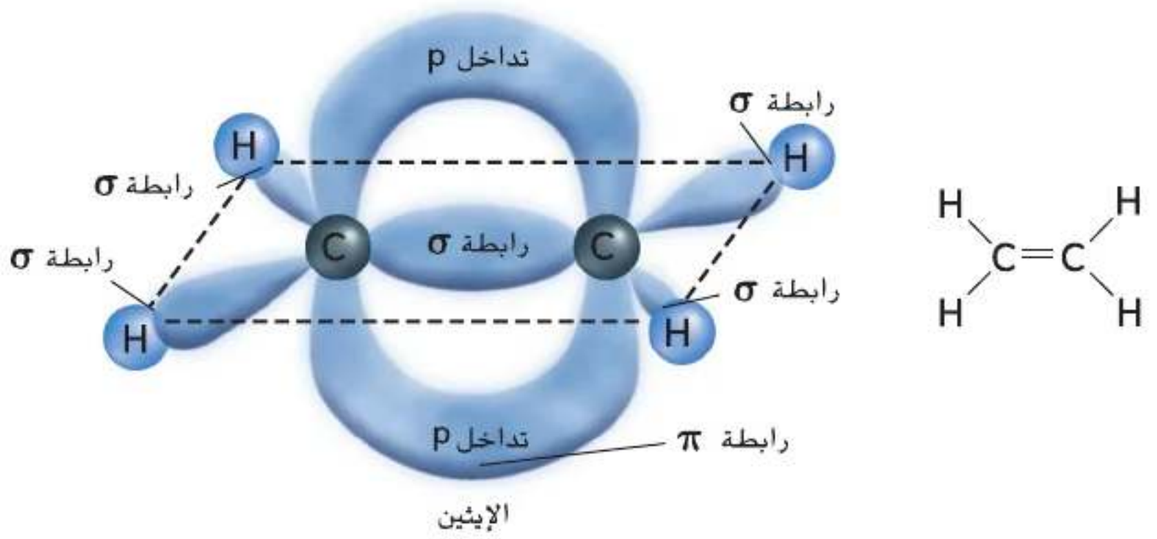
حدد عدد روابط سيجما في كل جزيء.

المطويات®
ادمج معلومات من هذا القسم في المطوية.



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.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



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 الرأسي الرأسي 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.

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) والنيتروجين (N_2) في **الجدول 1**. لاحظ أنه عند زيادة عدد أزواج الإلكترونات المتشاركة، قصر طول الرابطة.

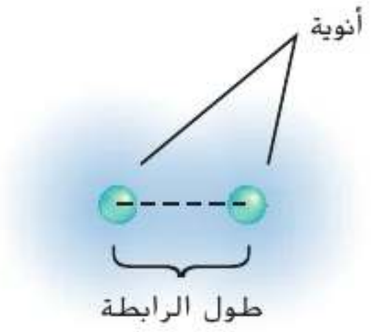
يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضًا؛ فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زدات قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F_2 أضعف من الرابطة الثنائية كما في O_2. وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O_2 أضعف من الرابطة الثلاثية في N_2.

التأكد من فهم النص **اربط** نوع الرابطة التساهمية بطول الرابطة.

الجدول 1 نوع الرابطة التساهمية وطول الرابطة

جزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	1.43×10^{-10} m
O_2	تساهمية ثنائية	1.21×10^{-10} m
N_2	تساهمية ثلاثية	1.10×10^{-10} m

الشكل 10 طول الرابطة هو المسافة من منتصف نواة إلى منتصف النواة الأخرى للذرتين المترابطتين.



McGraw-Hill Education © محفوظة لصالحمؤسسة حقوق الطبع والتأليف

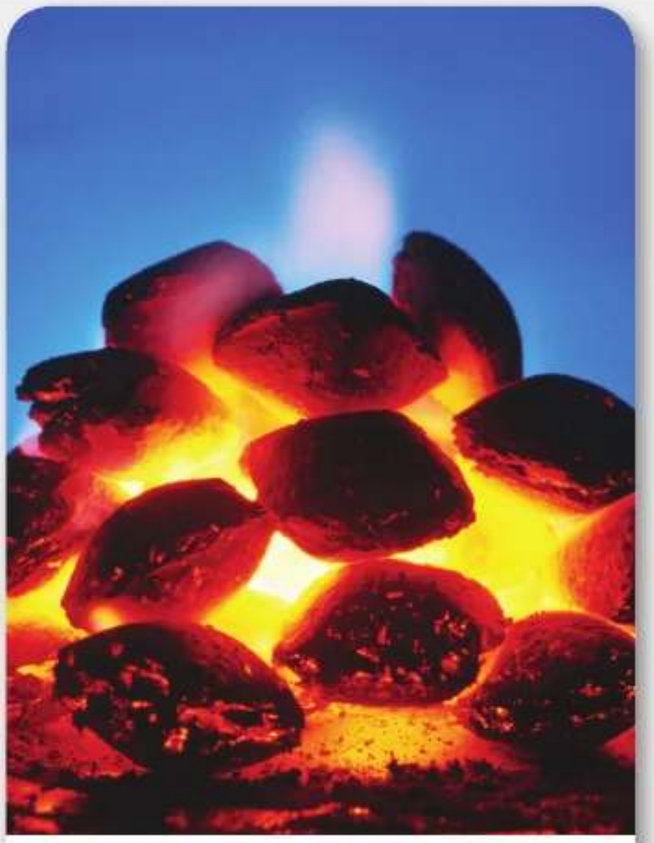
الجدول 2 طاقة تفكك الرابطة

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

الروابط والطاقة يحدث تغيّر في الطاقة عندما تتكون رابطة بين الذرات في أي جزيء أو تنكسر. تنبعث الطاقة عند تكون أي رابطة، بينما يحتاج كسر أي رابطة إلى طاقة. ويطلق على مقدار الطاقة المطلوب لكسر رابطة تساهمية معينة طاقة تفكك الرابطة وهي ذات قيمة موجبة دومًا. تدرج طاقات تفكك الرابطة الخاصة بالروابط التساهمية في جزيئات الفلور والأكسجين والنيتروجين في **الجدول 2.**

وتُشير أيضًا طاقة تفكك الرابطة إلى قوة أي رابطة كيمائية؛ وذلك بسبب العلاقة العكسية بين طاقة الرابطة وطولها. وكما تمت الإشارة إليه في **الجدول 1 والجدول 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.



■ **الشكل 11** يتطلب تكسير الروابط C–C الموجودة في الفحم والروابط O = O الموجودة في أكسجين الهواء كمية من الطاقة. تنبعث الطاقة في صورة حرارة وضوء عند تكوّن الروابط، مما ينتج عنه مركب CO_2. ولهذا، فإن إحتراق الفحم هو تفاعل طارد للحرارة.

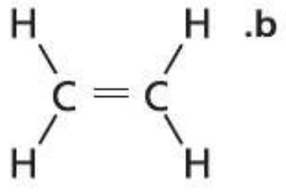
القسم 1 مراجعة

ملخص القسم

- تتكون الروابط التساهمية عندما تشارك الذرات زوجًا أو أكثر من الإلكترونات.
- تكوّن مشاركة زوجًا واحدًا واثنين وثلاثة من الإلكترونات روابطة تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية على التوالي.
- تتداخل الأفلاك مباشرة في روابط سيجما. تتداخل الأفلاك المتوازية في روابط باي. الرابطة التساهمية الأحادية هي عبارة عن رابطة سيجما إلا أن الروابط التساهمية المتعددة تتكون من كل من روابط سيجما وباي.
- يُقاس طول الرابطة من نواة إلى نواة. يلزم طاقة تفكك الرابطة لتكسير أي رابطة تساهمية.

7. **الفكرة الرئيسة حدِّد** نوع الذرة التي تكوّن الروابط التساهمية بوجه عام.
8. **صِف** كيف تنطبق قاعدة الثمانية على الروابط التساهمية.
9. **وضّح** تكوّن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية باستخدام بنى لويس.
10. **قارن وبين الفرق** بين الروابط الأيونية والروابط التساهمية.
11. **وضّح الفرق** بين روابط سيجما وروابط باي.
12. **تطبيق** صمم رسمًا بيانيًا باستخدام بيانات طاقة تفكك الرابطة الواردة في **الجدول 2** وبيانات طول الرابطة الواردة في **الجدول 1**. صف العلاقة بين طول الرابطة وطاقة تفكك الرابطة.
13. **تنبّأ** بطاقات تفكك الرابطة النسبية المطلوبة لكسر الروابط في بنى لويس أدناه.

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

b. 

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تسمية الجزيئات

القسم 2

الفكرة الرئيسة تستخدم قواعد معينة عند تسمية المركبات الجزيئية الثنائية والأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

الأسئلة الرئيسة

- ما القواعد التي تتبعها في تسمية مركب جزيئي ثنائي من صيغته الجزيئية؟
- كيفية تسمية المحاليل الحمضية؟

مراجعة على المفردات

أنيون أكسجيني oxyanion: أيون متعدد الذرات يتكون من عنصر (يكون لا فلزي غالبًا) يرتبط مع ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين.

المفردات الجديدة

حمض أكسجيني Oxyacid

الكيمياء في حياتك

أنت على الأرجح تعلم أن أم أمك هي جدتك،وأن أخت جدتك هي خالة الأم. ولكن ماذا تسمي أخت أخو جدك؟ تتطلب تسمية الجزيئات مجموعة من القواعد، تمامًا مثل تسمية العلاقات العائلية تتطلب قواعد.

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية

تعرف العديد من المركبات الجزيئية بأسماء شائعة ولكن لها أيضا أسماء علمية تكشف عن تركيبها. لكتابة صيغ و أسماء الجزئيات، ستعتمد طرقا شبيهة بتلك الموصوفة للمركبات الأيونية.

ابدأ بالمركب الجزيئي الثنائي. لاحظ أن المركب الجزيئي الثنائي متكون من ذرّتين لافلزيتين. ومثال على ذلك أول أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O)، وهو مادة مخدرة غازية يعرف باسم أكسيد النيتروجين أو غاز الضحك. يمكن شرح تسمية N_2O في القواعد التالية:

1. يرد اسم العنصر الأول من الصيغة في النهاية، مع استخدام الاسم الكامل لهذا العنصر. **N هو رمز النيتروجين.**
2. ويدرج 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 الذرّات المكونة لكل عنصر والموجودة في الصيغة. **الجدول 3** يحتوي على قائمة البادئات الأكثر استخداما. **هناك ذرّتا نيتروجين وذرّة أكسجين، وهكذا فإن المقطع الثاني هو ثنائي النيتروجين** والمقطع الأول هو **أول أكسيد.**

هناك استثناءات في استخدام البادئات مبينة 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 بدلًا من أحادي ،ثنائي ،ثلاثي ،رباعي ، خماسي على الترتيب..

الجدول 3 البادئات في المركّبات التساهمية

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

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 2

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

1 حلل 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.

فوسفور — **العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.**

أكسيد — **العنصر الثاني في الصيغة، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين. أضف المقطع -يد إلى جذر الأكسجين.**

أكسيد الفوسفور — **ضم الاسمين.**

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 قيّم 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.

تطبيقات

اكتب اسم كل مركّب من المركّبات الثنائية التساهمية الواردة أدناه.

14. CO_2
15. SO_2
16. NF_3
17. CCl_4
18. **تحدّي** ما صيغة ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟

بعض الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية هل سبق لك أن استمتعت بكوب من أول أكسيد ثنائي الهيدروجين البارد في يوم حار؟ على الأرجح أنك جربت ذلك، لكنك سميته باسمه الشائع، الماء. تذكّر أن العديد من المركّبات الأيّونية لها أسماء شائعة إلى جانب مسمياتها العلمية. على سبيل المثال، خميرة الخبز هي كربونات الصوديوم الهيدروجينية وملح المائدة هو كلوريد الصوديوم

تم اكتشاف العديد من المركّبات الجزيئية، مثل أكسيد النيتروز والماء، وتمت تسميتهم بأسماء شائعة قبل ظهور نظام الأسماء الحديث. ومن المركّبات الثنائية التساهمية الأخرى المعروفة عموما بأسمائها الشائعة غير الأسماء العلمية، الأمونيا (NH_3) , هيدرازين (N_2H_4)، وأكسيد النيتريك (NO).

التأكد من فهم النص **تطبيق** ما الأسماء العلمية للأمّونيا والهيدرازين وأكسيد النيتريك؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تسمية الأحماض

بعض المحاليل المائية للجزيئات تكون حمضية وتسمّى الأحماض. الأحماض هي مركّبات هامة ولها خواصّ محدّدة. إذا كان مركّب من المركّبات ينتج أيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول فهو حمض. مثلًا، ينتج HCl أيونات H^+ في المحلول فهو حمض. يوجد نوعان معروفان من الأحماض – الأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

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

1. تضم الكلمة الثانية البادئة هيدرو التي تشير لمكوّن الهيدروجين من المركّب. 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 يسمّى **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 المركّب الحمضي، يسمى الحمض بنفس الطريقة التي تسمى بها الأحماض الثنائية، غير أن الجزء الثاني من الاسم هو اسم الأيون متعدد الذرّات الذي يتضمنه الحمض. على سبيل المثال، HCN، والمتكون من الهيدروجين وأيون السيانيد، يسمّىحمض الهيدروسيانيك في المحلول.

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

1. أولا، تعرّف على الأنيون الأكسجيني الموجود. تتمثل الكلمة الثانية من اسم حمض أكسجيني في جذر كلمة الأيون الأكسجيني مع البادئة "بير " أو "هيبو" 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 النيترات يصبح نيتريك.
2. الكلمة الأولى من الاسم هي دائمًا حمض. HNO_3 (الهيدروجين وأيون النيترات) يصبح حمض النيتريك.

الجدول 4 يبين كيف أن أسماء العديد من الأحماض الأكسجينية تخضع لهذه القواعد. لاحظ أن الهيدروجين في الحمض الأكسجيني ليس جزءًا من الاسم.

الجدول 4 تسمية الأحماض الأكسجينية

مركّب	أنيون أكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	–يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	–وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نيترات	–يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	–وز	حمض النيتروز

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 5 صيغ وأسماء بعض المركّبات التساهمية.

الصيغة	الاسم الشائع	اسم المركّب الجزيئي
H_2O	الماء	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	الأمّونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	الهيدرازين	رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض المورياتيك	حمض الهيدروكلوريك
$C_9H_8O_4$	أسبيرين	حمض الأستيل سالسيليك

لقد تعلّمت أن تسمية المركّبات ذات الترابط التساهمي تخضع لمجموعات مختلفة من القواعد حسب بنية كلّ مركّب. **الجدول 5** يلخّص صيغ وأسماء العديد من المركّبات التساهمية. لاحظ بأن الحمض، إن كان ثنائيًا أم أكسجينيًا، يمكن أن يكون له اسم شائع بالإضافة لاسم المركّب الخاص به.

تطبيقات

اكتب أسماء الأحماض التالية:

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

24. تحدّي ما صيغة حمض البيريوديك؟

كتابة الصيغ انطلاقا من الأسماء

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

يمكن اشتقاق صيغة حمض ما من اسمه. من المفيد أن نتذكّر 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 مركّب من المركبات التالية:

25. كلوريد الفضة

26. أول أكسيد ثنائي الهيدروجين

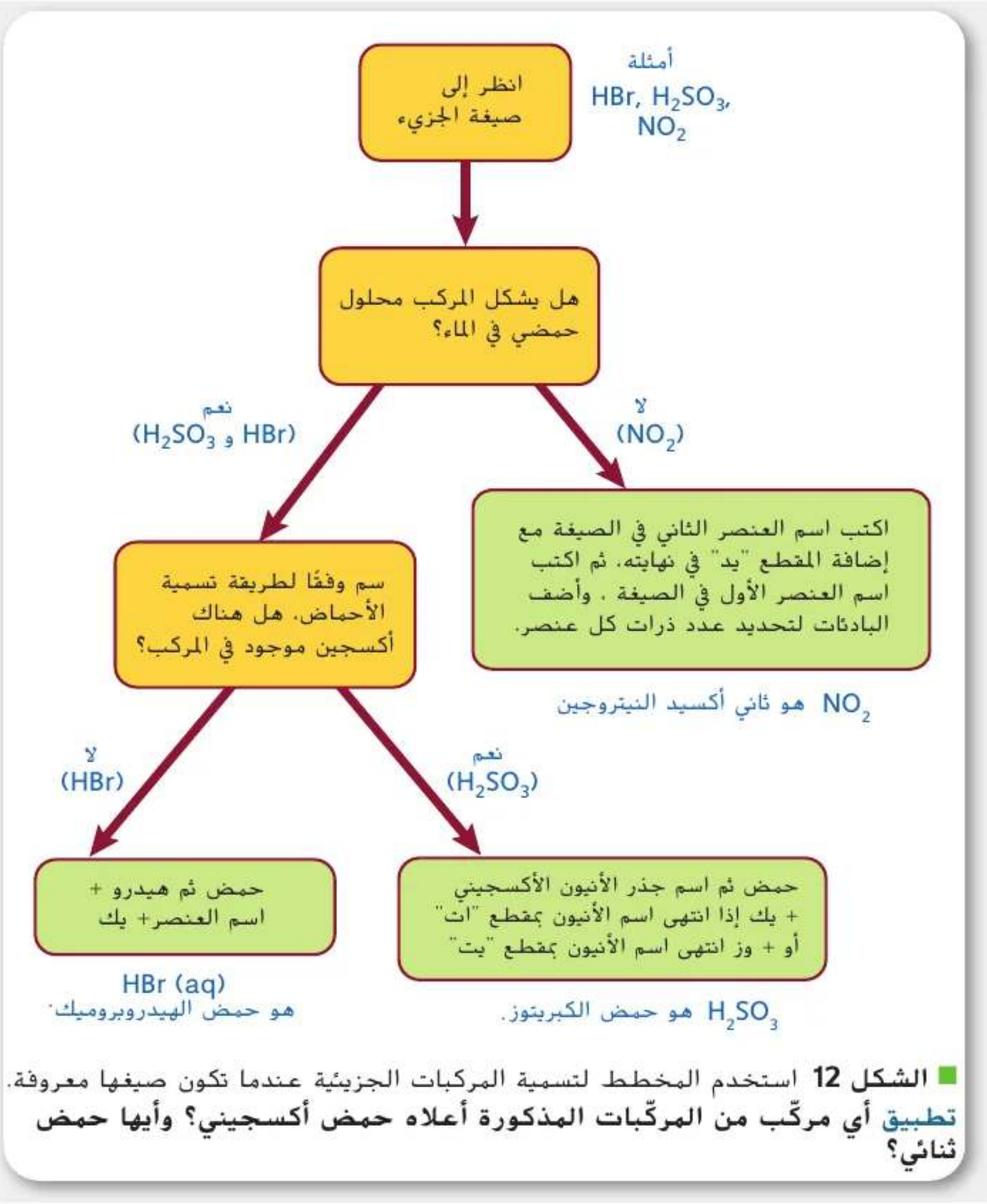
27. ثالث فلوريد الكلور

28. ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور

29. عاشر فلوريد ثنائي الكبريت

30. تحدّي ما صيغة حمض الكربونيك؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



الشكل 12 استخدم المخطط لتسمية المركبات الجزيئية عندما تكون صيغها معروفة. **تطبيق أي مركّب من المركّبات المذكورة أعلاه حمض أكسجيني؟ وأيها حمض ثنائي؟**

يمكن أن يساعدك المخطط في **الشكل 12** على تحديد اسم المركب الجزيئي التساهمي. لاستخدام المخطط، ابدأ من الأعلى إلى الأسفل مع قراءة النص المكتوب في المربعات الملونة. طبق النصّ في كل مرحلة من مراحل المخطط على صيغة المركّب الذي ترغب في تسميته.

القسم 2 مراجعة

ملخّص القسم

- أسماء المركبات الجزيئية التساهمية تشتمل على بادئات تشير لعدد الذرات الموجودة.
- الجزيئات التي تنتج H^+ في المحلول هي أحماض. تحتوي الأحماض الثنائية على الهيدروجين مع عنصر واحد آخر. تحتوي الأحماض الأكسجينية على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

31. **الفكرة الرئيسة لخّص** قواعد تسمية المركبات الجزيئية الثنائية.
32. **عرّف** المركب الجزيئي الثنائي.
33. **صِف** الفرق بين الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني.
34. **طبّق** صف كيف يمكنك تسمية الجزيء N_2O_4، باستخدام نظام قواعد تسمية المركبات الجزيئية.
35. **طبّق** اكتب الصيغة الجزيئية لكل من المركبات التالية: حمض اليوديك، ثالث أكسيد ثنائي الكبريت، أول أكسيد ثنائي النيتروجين،وحمض الهيدروفلوريك.
36. **اكتب** الصيغة الجزيئية لكل مركّب من المركّبات الواردة أدناه.

أ. ثالث أكسيد ثنائي النيتروجين
ب. أول أكسيد النيتروجين
ج. حمض الهيدروكلوريك
د. حمض الكلوريك
هـ. حمض الكبريتيك
و. حمض الكبريتوز

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

القسم 3

التركيب البنائي للجزيئات

الفكرة الرئيسة تظهر الصيغ البنائية الأماكن النسبية للذرات داخل الجزيء.

الأسئلة الرئيسة

- ما الخطوات الرئيسية المستخدمة لرسم بُنى لويس؟
- ما سبب حدوث الرنين، وما هي بعض تراكيب الرنين؟
- ما الجزيئات التي تعتبر بمثابة استثناءات لقاعدة الثمانية ولماذا تحدث هذه الاستثناءات؟

مراجعة المفردات

رابطة أيونية: (ionic bond) قوة إلكتروستاتيكية تربط جسيمات مختلفة الشحنة ببعضها البعض في أي مركب أيوني

مفردات جديدة

صيغة بنائية structural formula
رنين resonance
رابطة تساهمية تناسقية coordinate covalent bond

الكيمياء في حياتك

عندما كنت طفلاً فربما لعبت بالمكعبات البلاستيكية التي ترتبط ببعضها فقط بطرق معينة. وإذا حدث ذلك، فربما لاحظت أن شكل الجسم الذي بنيته يعتمد على طرق محدودة تترابط بها المكعبات. وبمثل هذه الطريقة يتم بناء الجزيئات من الذرات.

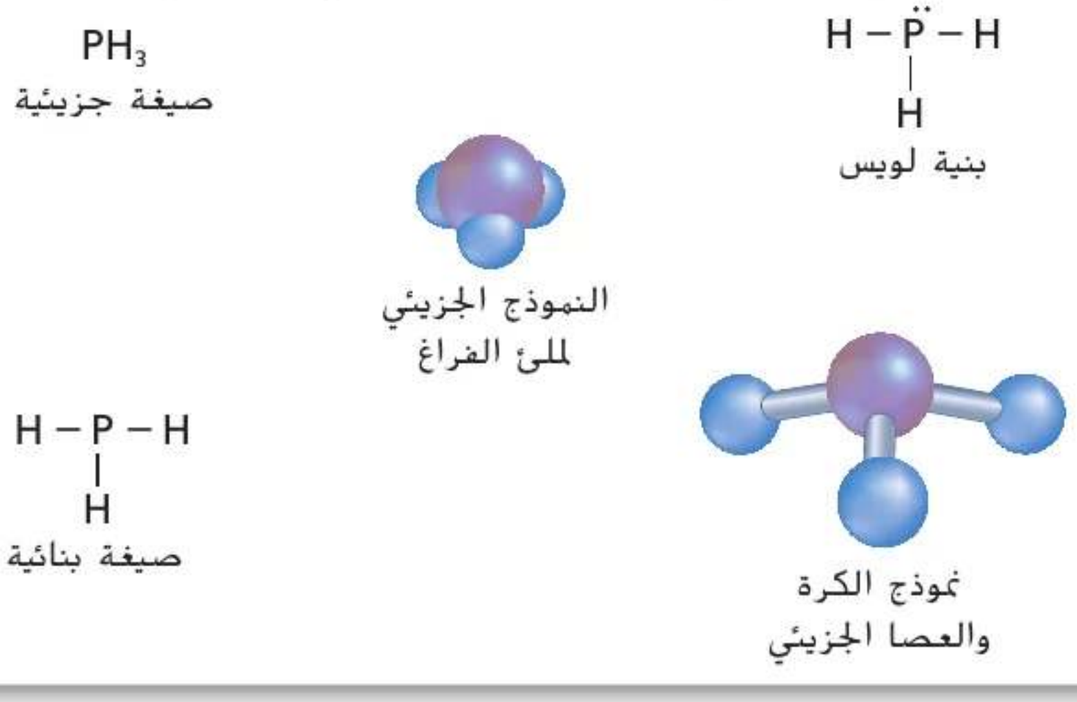
الصيغ البنائية

درست سابقًا التركيب البنائي للمركبات الأيونية – حيث تتكون المواد من روابط أيونية. ويكون للجزيئات التساهمية التي قرأت عنها في هذه الوحدة تراكيب بنائية تختلف عن تلك الخاصة بالمركبات الأيونية. في دراسة التراكيب البنائية الجزيئية للمركبات التساهمية، يتم استخدام النماذج لتمثيل الجزيء.

تطلعنا الصيغة الجزيئية والتي تُظهر رموز العنصر والأرقام السفلية بنوع وعدد كل ذرة في أي جزيء. كما هو موضح في **الشكل 13**، هناك عدة نماذج مختلفة يمكن استخدامها لتمثيل أي جزيء. ويلاحظ أنه في نماذج ملء الفراغ والكرة والعصا للجزيء، يتم تمثيل ذرات كل عنصر معين عن طريق كرات بلون ممثل محدد كما هو موضح في **الجدول R-1** في "موارد الطالب". تستخدم هذه الألوان في تحديد الذرات إذا كان الرمز الكيميائي للعنصر غير موجود.

وأحد أكثر النماذج الجزيئية أهمية هو **نموذج الصيغة البنائية**، والذي يستخدم رموز العناصر والروابط لعرض الأماكن النسبية للذرات. يمكنك التنبؤ **بالصيغة البنائية** للعديد من الجزيئات عن طريق رسم بنية لويس. لقد رأيت بالفعل بعض أمثلة مبسطة على بُنى لويس، ولكن نحتاج إلى بناء أكثر من تركيب لتحديد أشكال الجزيئات.

الشكل 13 يمكن استخدام جميع هذه النماذج لإظهار المواقع النسبية للذرات والإلكترونات الموجودة في جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).
قارن وبيّن الفرق بين أنواع المعلومات الموجودة في كل نموذج.



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

بُنى لويس على الرغم من أنه يسهل نسبيًا رسم بُنى لويس لمعظم المركبات المكوّنة من اللافلزات، فإنها فكرة جيدة أن تتبع إجراءًا منتظمًا. عندما تحتاج إلى رسم بنية لويس، اتّبع الخطوات الموضحة في استراتيجية حل المشكلات.

استراتيجيات حل المشكلات

رسم بنية لوريس

1. تنبأ بموقع ذرات محددة.

ستكون الذرة التي لها أقل قوة جذب تجاه الإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. هذا العنصر هو غالبًا العنصر الأقرب للجانب الأيسر من الجدول الدوري. تقع الذرة المركزية في وسط الجزيء؛ وتُصبح جميع الذرات الأخرى ذرات طرفية.

الهيدروجين دائمًا ذرة طرفية. ونظرًا لأنها يمكن أن تُشارك زوج واحد فقط من الإلكترونات، يمكن ربط الهيدروجين بذرة واحدة أخرى فقط.

2. حدد عدد الإلكترونات المتوفرة للربط.

هذا العدد يساوي إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ الموجود في الذرات التي تكوّن الجزيء.

3. حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

لإجراء ذلك قسم عدد الإلكترونات المتوفر للربط على اثنين.

4. ضع أزواج الربط.

ضع زوج ربط واحد (رابطة أحادية) بين الذرة المركزية وجميع الذرات الطرفية.

5. حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

لإجراء ذلك، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة 4 من إجمالي عدد أزواج الربط المحددة في الخطوة 3. تشمل هذه الأزواج المتبيقة أزواجًا غير مرتبطة وأيضًا أزوجًا مُستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية. ضع الأزواج غير المرتبطة حول كل ذرة طرفية (عدا ذرات H) مرتبطة بالذرة المركزية لتحقيق قاعدة الثمانية. سيتم تخصيص أي أزواج متبقية إلى الذرة المركزية.

6. حدد إذا ما كانت الذرة المركزية تحقق قاعدة الثمانية.

هل تُحاط الذرة المركزية بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا لم يكن الأمر كذلك، فلن تحقق قاعدة الثمانية. لتحقيق قاعدة الثمانية، حوّل زوج أو اثنين من الأزوج غير المرتبطة في الذرات الطرفية إلى رابطة ثلاثية أو ثنائية بين الذرة الطرفية والذرة المركزية. وتظل هذه الأزواج مرتبطة بالذرة الطرفية وأيضًا بالذرة المركزية. تذكر أن ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تكون غالبًا روابط ثنائية وثلاثية.

تطبيق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3 و 4 و 5 لمعرفة كيفية تطبيق خطوات استراتيجية حل المشكلات.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

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 (NH_3).

1 حلل المسألة

تتكوّن 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.

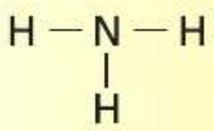
$$1\text{ N atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{1\text{ N atom}} + 3\text{ H atoms} \times \frac{1\text{ valence electron}}{1\text{ H atom}}$$

تتوفر 8 إلكترونات تكافؤ للربط.

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

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط. لتحقيق ذلك، قسم العدد المتوفر من الإلكترونات على اثنين.

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



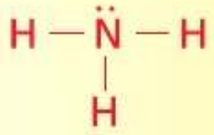
ضع زوج الترابط (رابطة أحادية) بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين طرفية.

حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

4 أزواج الإجمالي – 3 أزواج مستخدمة = زوج واحد متبقي

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

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



ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

3 تقييم الإجابة

تُشارك كل ذرة هيدروجين زوج واحد من الإلكترونات، كما هو مطلوب، وتُشارك ذرة النيتروجين المركزية ثلاثة أزواج من الإلكترونات ولها زوج غير مرتبط واحد بحيث تحقق قاعدة الثمانية.

تطبيقات

37. ارسم بنية لويس لـ BH_3.
38. **تحدي** يحتوي جزيء ثالث فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم بنية لويس الخاصة بهذا الجزيء.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

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 حلل المسألة

يتكون جُزيء 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.

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

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

تتوفر ثمانية أزواج من الإلكترونات للترابط.

$$O - C - O$$

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.

8 أزواج الإجمالي − زوجين مستخدم

= 6 أزواج متبقية

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

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين طرفية.

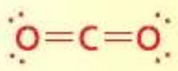
حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

6 أزواج متوفرة − 6 أزواج مستخدمة

= 0 زوج متبقي

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوفرة.

افحص التركيب غير المكتمل أعلاه (الذي يعرض موضع الأزواج غير المرتبطة). لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا يوجد أكثر من ثلاثة أزواج متوفرة من الإلكترونات. للوصول بذرة الكربون إلى الثمانية، ينبغي أن يُكوّن الجُزيء روابط ثنائية.



استخدم زوج غير مرتبط من كل ذرة أكسجين (O) لتكوين رابطة ثنائية مع ذرة الكربون (C).

3 تقييم الإجابة

تمتلك كل من ذرة الكربون والأكسجين الآن ثمانية إلكترونات، والتي تحقق قاعدة الثمانية.

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 لوريس الخاص به.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

بنية لويس للأيونات متعددة الذرات على الرغم من أن الأنيون يعمل كوحدة واحدة، فإن الذرات داخل أي أيون متعدد الذرات تكون مترابطة بروابط تساهمية. يتشابه الإجراء الخاص برسم بُنى لويس للأيونات متعددة الذرات مع رسمها للمركبات التساهمية. ويظهر الاختلاف الوحيد في حساب إجمالي عدد الإلكترونات المتوفرة للربط. وبالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة في الذرات التي تكوّن الأيون، يتوفر عدد أكثر من الإلكترونات إذا كان الأيون سالب الشحنة ويتوفر عدد أقل إذا كان الأيون موجب الشحنة. لإيجاد إجمالي عدد الإلكترونات المتوفرة للربط، احسب أولاً العدد المتوفر في الذرات الموجودة في الأيون. وبعد ذلك، اطرح شحنة الأيون إذا كان الأيون موجب الشحنة وأضف شحنة الأيون إذا كان الأيون سالب الشحنة.

مثال 5

بنية لويس لأيون متعدد الذرات

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

1 حلل المسألة

أُعطيت 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.

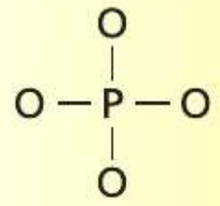
$$1\text{ P atom} \times \frac{5\text{ valence electrons}}{\text{P atom}} + 4\text{ O atoms} \times \frac{6\text{ valence electron}}{\text{O atom}}$$

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

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط.

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

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

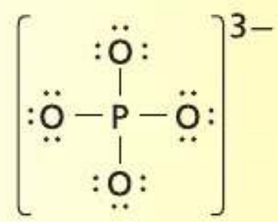


اطرح عدد الأزواج المستخدمة من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

16 زوج متوفر − 4 أزواج مستخدمة
= 12 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

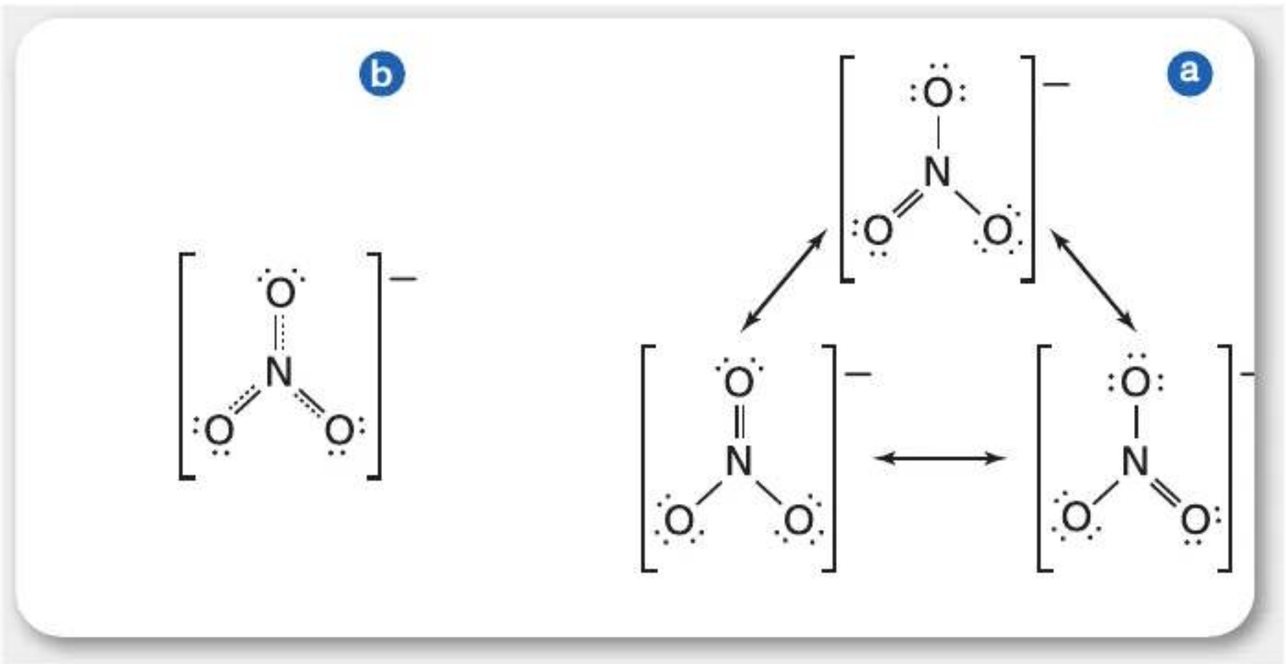
41. ارسم بنية لويس للأيون NH_4^+.
42. **تحدي** يحتوي الأيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم بنية لويس الخاص به.

كيمياء من الواقع

الفوسفور والنيتروجين

انتشار الطحالب تعتمد نمو الطحالب على الفوسفور والنيتروجين. ويمكن للعنصرين أن يدخلا البحيرات والجداول من تسريبات مياه المجاري والمخلفات الصناعية وجريان الأسمدة. وفي حالة تراكم المواد في بركة من الماء، يمكن أن يحدث نموًا سريعًا للطحالب؛ حيث تعرف العملية بانتشار الطحالب مكوّنة طبقة سميكة من الطين اللزج الأخضر على سطح الماء. عندما تستهلك الطحالب الإمداد من المغذيات، فإنها تموت وتتحلل. تقلل هذه العملية مقدار الأكسجين المذاب في الماء والمتوفر للأحياء المائية الأخرى.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 14** أيون النيترات (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 النيترات الفعلي متوسط تراكيب الرنين الثلاث. في **a.** تُشير الخطوط المنقطة 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 النيترات متعدد الذرات (NO_3^-)، المعروض في **الشكل 14a**. يمكن استخدام ثلاث تراكيب متكافئة لتمثيل أيون النيترات.

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 أنها تراكيب رنين. تختلف تراكيب الرنين فقط في موقع أزواج الإلكترونات، وليس في مواقع الذرات. يختلف موقع الأزواج غير المرتبطة وأزواج الربط في تراكيب الرنين. للجزيء O_3 والأيونات متعددت الذرات SO_3^{2-} وCO_3^{2-} ,NO_2^- ,NO_3^- جميعها يوجد فيها ظاهرة الرنين.

من المهم أن تعلم أن كل جزيء أو أيون يوجد فيه ظاهرة الرنين يتصرف كما لو كان له تركيب واحد. ارجع إلى **الشكل 14b**. تُظهر أطوال الرابطة المقاسة تجريبيًا أن الروابط متطابقة مع بعضها البعض. وهي أقصر من الروابط الأحادية ولكن أطول من الروابط الثنائية. طول الرابطة الفعلية هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في تراكيب الرنين.

تطبيقات

ارسم تراكيب الرنين للجزيئات الآتية:

43. NO_2^- 44. SO_2 45. O_3

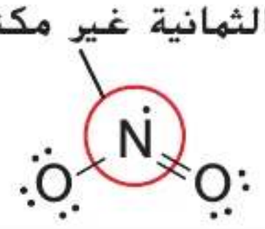
46. **تحدي** ارسم تراكيب الرنين للأيون SO_3^{2-}.

استثناءات لقاعدة الثمانية

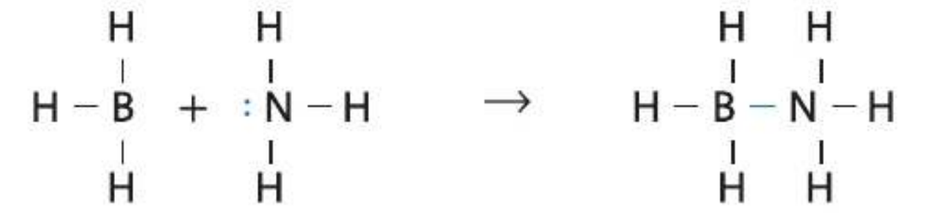
تحصل الذرات بوجه عام على ثمانية إلكترونات عندما ترتبط بذرات أخرى. ومع ذلك لا تتبع بعض الجزيئات والأيونات قاعدة الثمانية. هناك عدة أسباب لهذه الاستثناءات.

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 وNO هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

■ **الشكل 15** لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في مركب NO_2 قاعدة الثمانية؛ حيث إن ذرة النيتروجين لها فقط سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي الخاص بها.



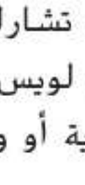
McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة



■ **الشكل 16** في هذا التفاعل بين ثالث هيدريد البورون (BH_3) والأمونيا (NH_3). تمنح ذرة النيتروجين الإلكترونين اللذين يتشارك بهما البورون والنيتروجين مكوّنة رابطة تساهمية تناسقية.

فسر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في الجزيء الناتج قاعدة الثمانية؟

الثمانيات الفرعية والروابط التساهمية التناسقية وهناك استثناء آخر لقاعدة الثمانية يرجع إلى عدة مركبات تكوّن الثمانيات الفرعية – حيث تكون التوزيعات المستقرة بأقل من ثماني إلكترونات موجودة حول كل ذرة. هذه المجموعة نادرة نسبيًا، ويُعد BH_3 مثالا على ذلك. البورون، شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزية أخرى.



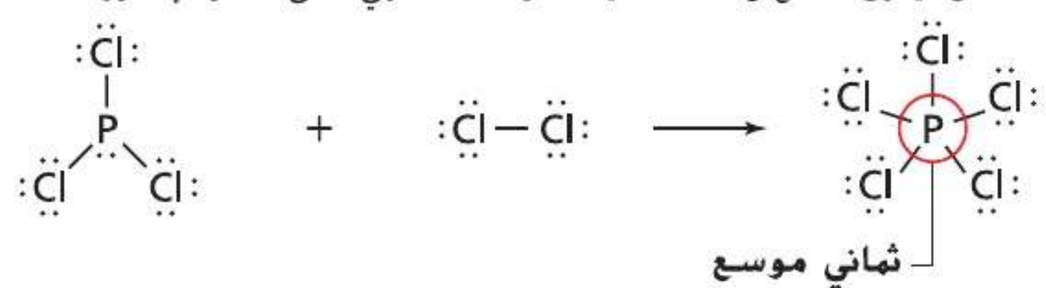
تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط – أي لا تتبع قاعدة الثمانية. تميل مثل هذه المركبات إلى أن تكون نشطة كيميائيًا ويمكن أن تستقبل زوجًا من الإلكترونات التي تتبرع بها ذرة أخرى.

تتكون رابطة تساهمية تناسقية عندما تمنح ذرة واحدة الإلكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج إلى إلكترونين لتكوّن ترتيبًا إلكترونيًا مستقرًا مع طافة وضع منخفضة. ارجع إلى **الشكل 16.** تكوّن الذرات أو الأيونات مع الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع الذرات أو الأيونات التي تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

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 الجزيء.

☑ **التأكد من فهم النص لخص** الأسباب الثلاث التي تكمن وراء عدم توافق الجزيئات مع قاعدة الثمانية.

■ **الشكل 17** قبل تفاعل PCl_3 وCl_2، فإن كل ذرة متفاعلة تتبع قاعدة الثمانية. بعد التفاعل، يكون للناتج PCl_5، ثمانيات موسعة تحتوي على عشرة إلكترونات.



حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 6

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

1 حلل المسألة

أُعطيت 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

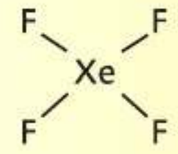
أولاً، ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

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

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.



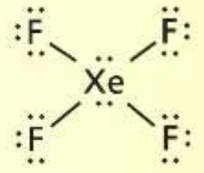
حدد عدد الأزواج المتبقية

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

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 المتبقيين على ذرة الزينون المركزية.



3 تقييم الإجابة

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

تطبيقات

ارسم بنية لويس وفقًا لقاعدة الثمانيات 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.

القسم 3 مراجعة

ملخص القسم

- يمكن استخدام نماذج مختلفة لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عند وجود أكثر من بنية صحيحة من بُنى لويس لنفس الجزيء.
- تحدث استثناءات لقاعدة الثمانية في بعض الجزيئات.

50. **الفكرة الرئيسة صِف** المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية.
51. **حدِّد** الخطوات المستخدمة لرسم بنية لويس.
52. **لخِّص** استثناءات قاعدة الثمانية عن طريق عمل أزواج بين الجزيئات والعبارات التالية: العدد الفردي لإلكترونات التكافؤ، PCl_5 و ClO_2 و BH_3 وقاعدة ثمانيات موسعة وأقل من قاعدة الثمانية.
53. **قيّم** زميل دراسة يحدد أن المركب الثنائي الذي يحتوي على روابط سيجما فقط هو الذي يظهر خاصية الرنين. هل يمكن أن تكون عبارة الزميل صحيحة؟
54. **ارسم** تراكيب الرنين لجزيء أول أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O).
55. **ارسم** بُنى لويس لكل من CN^- و SiF_4 و HCO_3^- و AsF_6^-.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 4

الشكل الهندسي للجزيئات

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

الأسئلة الرئيسة

- ما هي نظرية VSEPR
- كيف يمكنك استعمال نموذج VSEPR لتوقع شكل وزوايا الربط في جزيء؟
- ما التهجين؟

مراجعة المفردات

الفلك الذري: المنطقة حول نواة الذرة التي تحدد المكان المحتمل لتواجد الكترون

المفردات الجديدة

نموذج VSEPR VSEPR model
التهجين hybridization

الكيمياء في حياتك

هل قمت يوما بفرك بالونين على شعرك لتوليد شحنة كهربائية ساكنة عليهما؟ إذا قاربت البالونين من بعضهما، فإن شحنتيهما المتشابهتين تتسببان في تنافرهما. الأشكال الجزيئية تتأثر أيضا بقِوى التنافر الكهربائية.

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

يحدد شكل الجزيء الكثير من خصائصه الكيميائية و الفيزيائية. غالبا ما تحدد أشكال الجزيئات المتفاعلة ما إذا كان بالإمكان الاقتراب من بعضها بما فيه الكفاية لتتفاعل في ما بينها. كثافة الإلكترونات المُشكلَة من تداخل أفلاك الإلكترونات المشتركة هي التي تحدد شكل الجزيء. لقد تطورت النظريات لشرح التداخل في الأفلاك المترابطة و يمكن استعمالها في توقع شكل الجزيء.

يمكن تحديد الهندسة الجزيئية، أو شكل الجزيء بمجرد رسم بنية لويس. يُعرف النموذج المستعمل في تحديد شكل الجزيء باسم نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ. أو **نموذج VSEPR** من الإنجليزية

Valence **S**hell **E**lectron **P**air **R**epulsion model

يعتمد هذا النموذج على ترتيب يقلل من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة و غير المشتركة حول الذرة المركزية.

زاوية الرابطة لفهم نموذج VSEPR بشكل أفضل، تصور بالونات منفوخة بنفس الحجم ومربوطة معًا، كما هو مبين في **الشكل 18**. بحيث يمثل كل بالون منطقة كثيفة الإلكترونات. قوة التنافر في هذه المنطقة كثيفة الإلكترونات تمنع الإلكترونات الأخرى من دخول هذا المجال. عندما تتصل مجموعة من البالونات بنقطة مركزية، والتي تمثل ذرة مركزية، تكوّن البالونات شكلًا يقلل من التفاعلات بين البالونات.

وتتنافر أزواج الإلكترونات في جزيء مع بعضها بنفس الطريقة. وتجعل هذه القوى الذرات في الجزيء تتموضع في زوايا ثابتة متناسبة مع بعضها البعض. الزاوية المُشكلة من طرفي الذرتين والذرة المركزية هي زاوية الرابطة. زوايا الربط المتوقعة اعتمادًا على VSEPR مُدعمة بأدلة تجريبية.

أزواج الإلكترونات غير المشتركة هي أيضا مهمة في تحديد شكل الجزيء. تشغل هذه الإلكترونات أفلاك أكبر قليلا من الإلكترونات المشتركة. وبناء على ذلك، يتم دفع أفلاك الروابط المشتركة معًا بواسطة الأزواج غير المشتركة.

الشكل 18 تكون أزواج الالكترونات في جزيء متموضعة أبعد ما يُمكن، تمامًا كما هذه البالونات مرتبة. زوجان يشكلان شكلا خطيا. ثلاثة أزواج تشكل مثلث مسطح. أربعة أزواج تشكل رباعي الأوجه منتظم.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الربط بعلم الأحياء شكل جزيئات الطعام مهمة بالنسبة لحاسة الذوق عندنا. فسطح لسانك تغطيه براعم التذوق، كل منها يضم من 50 إلى 100 خلية مستقبلة للذوق. ويمكن للخلايا المستقبلة للذوق التعرف على خمسة أذواق مختلفة – الحلو، المُر، المالح، الحامض، و اللذيذ (مذاق جلوتومات الصوديوم الأحادية) – لكن كل خلية مستقبلة تستجيب بشكل أفضل لمذاق واحد فقط.

يتم تحديد أشكال جزيئات الطعام من خلال بنيتها الكيميائية. فعندما يدخل جزيء برعم التذوق، فإنه يجب أن يكون على الشكل الصحيح للعصب في كل خلية مستقبلة للاستجابة وإرسال رسالة إلى الدماغ. ويقوم الدماغ بعد ذلك بتفسير الرسالة كمذاق معين. فعند ربط مثل هذه الجزيئات بمستقبلات المذاق الحلو، يتم تذوقها على أنها حلوة. وكلما زاد عدد جزيئات الطعام التي تناسب خلية مستقبلة للمذاق الحلو . كلما زادت حلاوة الطعام. والجدير بالذكر أن السكريات والمحليات الاصطناعية ليست هي الجزيئات الحلوة الوحيدة. بل البروتينات الموجودة في الفواكه هي أيضا جزيئات حلوة. لقد تم تبيان بعض الأشكال الجزيئية الشائعة في **الجدول 6** .

التهجين

ينتُج الهجين عندما يتم الجمع بين شيئين، فيكتسب الناتج منهما خصائص كليهما. فعلى سبيل المثال، يُستخدم في السيارات الهجينة الغاز والكهرباء كمصدر للطاقة. خلال عملية الترابط الكيميائي، تخضع الأفلاك الذرية المختلفة للتهجين. ولفهم هذا، ندرس الترابط الموجود في جزيء الميثان(CH_4). تحتوي ذرة الكربون على أربعة الكترونات تكافؤ مع الترتيب الإلكتروني.$[He]2s^22p^2$ يمكنك أن نتوقع ارتباط اثنين من إلكترونات p المفردة بذرات أخرى وتبقى إلكترونات 2s كزوج غير مشترك. ومع ذلك، تخضع ذرات الكربون **للتهجين**، وهي العملية التي تمتزج فيها الأفلاك الذرية وتشكل أفلاك جديدة، هجينة ومتطابقة.

وتظهر الأفلاك الهجينة في ذرة الكربون في **الشكل 19.** لاحظ أن كل فلك هجين يحتوي على إلكترون واحد يمكن مشاركته مع ذرة أخرى. يسمى الفلك الهجين فلك sp^3 لأن الأفلاك الأربعة الهجينة تتشكل من فلك واحد s و 3 أفلاك p . الكربون هو العنصر الأكثر خضوعًا للتهجين.

عدد الأفلاك الذرية التي تمتزج وتشكل الفلك الهجين يساوي العدد الكلي لأزواج الإلكترونات، كما هو مبين في **الجدول 6.** وبالإضافة إلى ذلك، فإن عدد الأفلاك الهجينة المشكلة يساوي عدد الأفلاك الذرية التي امتزجت. فعلى سبيل المثال، يحتوي كلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ على ما مجموعه ثلاثة أزواج من الإلكترونات و يتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء مثلث مسطح، وينتج هذا الشكل عند امتزاج فلك s واحد وفلكي p في الذرة المركزية، Al. وتشكيل ثلاثة أفلاك متطابقة. sp^2 .

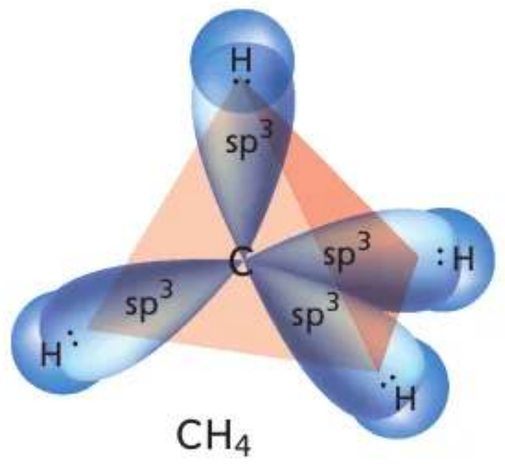
كما تحتل الأزواج غير المرتبطة الأفلاك الهجينة. قارن الأفلاك الهجينة لكل من $BeCl_2$ و H_2O في **الجدول 6.** يحتوي كلا المركبين على ثلاث ذرات. لماذا يحتوي جزيء H_2O على أفلاك sp^3؟ هناك زوجان من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية في H_2O لذلك، يجب أن يكون هناك أربعة أفلاك هجينة: اثنان للربط واثنان للأزواج غير المرتبطة.

تذكر أن الروابط التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي واحدة أو أكثر. فقط الإلكترونان في رابطة سيجما يحتلان الأفلاك الهجينة مثل sp و sp^2. الأفلاك غير الهجينة المتبقية تتداخل لتشكل روابط باي. من المهم أن نلاحظ أن الروابط التساهمية الأحادية، والثنائية، والثلاثية تحتوي فقط على فلك هجين واحد فقط. وهكذا،يشكل CO_2 (بوجود زوج من الروابط الثنائية) أفلاك sp الهجينة.

التأكد من فهم النص **أذكر** عدد الإلكترونات التي تتوفر للترابط في تهجين sp^3.

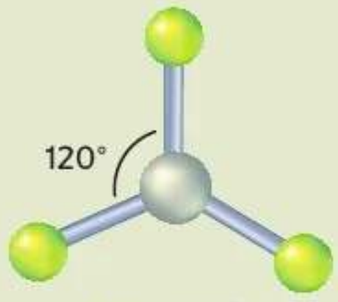
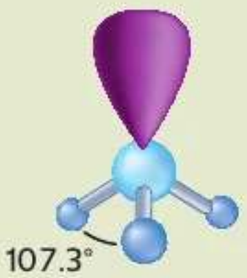
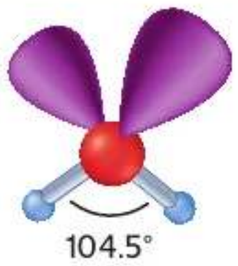
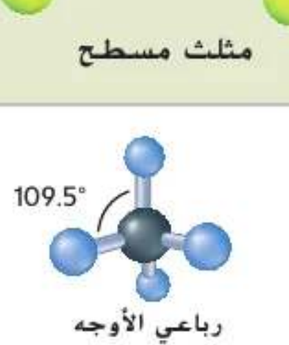
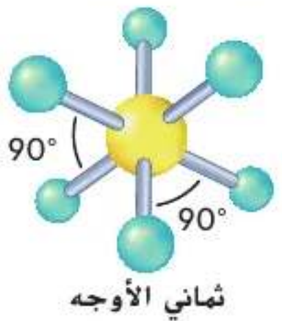
الشكل 19 إلكترونات 2s و 2p لذرة كربون تحتل أفلاك sp^3 الهجينة. لاحظ أن الأفلاك الهجينة لديها مقدار متوسط من الطاقة الكامنة مقارنة مع طاقة أفلاك s و p الأصلية. وفقًا لنظرية VSEPR، يقلل الشكل الرباعي الأوجه المنتظم من التنافر بين الأفلاك الهجينة في جزيء CH_4 .

حدد عدد عدد الأوجه التي يحتوي عليها الشكل الهندسي الناتج من أفلاك sp^3؟



McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة

الجدول 6 أشكال الجزيئات

الجزيء	مجموع الأزواج	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المشتركة	أفلاك التهجين	شكل الجزيء*
$BeCl_2$	2	2	0	sp	خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	 مثلث مسطح
CH_4	4	4	0	sp^3	رباعي الأوجه
NH_3	4	3	1	sp^3	 هرم ثلاثي
H_2O	4	2	2	sp^3	 منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	 هرم مزدوج ثلاثي
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	 ثماني الأوجه

*الكرات تمثل الذرات، الأعواد تمثل الروابط، و الفصوص تمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

يحتوي جزيء $BeCl_2$ على زوجين فقط من الإلكترونات المشتركة مع ذرة Be المركزية. هذه الإلكترونات المرتبطة تتباعد بزاوية رابطة مقدارها 180°. وشكل الجزيء خطي.

لأزواج الإلكترونات الثلاثة المرتبطة في $AlCl_3$ أقصى تباعد في شكل مثلث مسطح ويكون مقدار زوايا الربط 120°.

عندما يكون للذرة المركزية في جزيء أربعة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم. ومقدار زوايا الربط 109.5°.

يحتوي NH_3 على ثلاثة روابط تساهمية أحادية و زوج غير مرتبط واحد. الزوج غير المرتبط يحتل مساحة أكبر من الأزواج المشتركة. هناك تنافر أقوى بين الزوج غير المرتبط و الأزواج المرتبطة أكثر مما هو موجود بين زوجين مرتبطين. الشكل الهندسي الناتج هو شكل هرم ثلاثي، بزوايا رابطة مقدارها 107.3°.

يحتوي الماء على رابطين تساهميتين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة. التنافر بين الأزواج غير المرتبطة يجعل الزاوية 104.5°، أقل من الشكل رباعي الأوجه و الشكل الهرمي الثلاثي. نتيجة لذلك، يكون لجزيئات الماء شكل منحني.

يحتوي جزيء $NbBr_5$ على خمسة أزواج من الإلكترونات المرتبطة. الشكل الهرمي المزدوج الثلاثي يقلل من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة هذه.

كما هو الشأن مع $NbBr_5$، ليس لـ SF_6 أزواج إلكترونات غير مشتركة على الذرة المركزية. غير أن ترتيب ستة أزواج مشتركة حول الذرة المركزية يؤدي إلى إنتاج شكل ثماني الأوجه.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 7

أوجِد شكل جزيء الفوسفين غاز عديم اللون، يتم تشكله عند تعفن المواد العضوية، مثل الأسماك. ما شكل جزيء الفوسفين؟
توقع مقدار زاوية الرابطة و حدد نوع التهجين.

1 تحليل المسألة

يحتوي جزيء الفوسفين على ثلاث ذرات هيدروجين مرتبطة بذرة فوسفور مركزية.

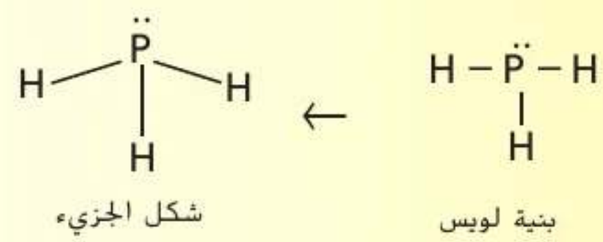
2 حساب المجهول

أوجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ وعدد الأزواج المتوفرة.

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

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

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.



بنية لويس ← شكل الجزيء

ارسم بنية لويس، وذلك باستخدام زوج واحد من الإلكترونات لربط كل ذرة **H** مع ذرة **P** المركزية وتعيين الزوج غير المرتبط للذرة **P**.

شكل الجزيء هرم ثلاثي مع رابطة متوقعة قدرها 107° ونوع التهجين sp^3.

3 تقييم الإجابة

كل أزواج الإلكترونات مستخدمة ولكل ذرة ترتيب إلكتروني مستقر.

تطبيقات

حدد شكل الجزيء، وزاوية الربط والأفلاك المهجنة لكل جزيء.

56. BF_3
57. OCl_2
58. BeF_2
59. CF_4
60. **مسألة للتحدي** للأيون NH_4^+. حدد الشكل وزاوية الربط والأفلاك المهجنة.

القسم 4 مراجعة

ملخص القسم

- تنص نظرية نموذج VSEPR على أن أزواج الإلكترونات تتنافر مع بعضها البعض و تحدد كلًا من شكل وزوايا الربط في الجزيء.
- يفسر التهجين أشكال الجزيئات المعروفة من خلال وجود أفلاك مهجنة متطابقة.

61. **الفكرة الرئيسة لخِص** نظرية VSEPR.
62. **عرّف** المصطلح زاوية الربط.
63. **صِف** كيف أن وجود زوج من الالكترونات غير المشتركة يؤثر على تباعد أفلاك الترابط المشتركة.
64. **قارن** حجم فلك به زوج من الإلكترونات المشتركة بآخر به زوج غير مشترك.
65. **حدّد** نوع التهجين الموجود و زوايا الربط لجزيء ذي شكل رباعي الأوجه منتظم.
66. **قارن بين** أشكال الجزيء و المدارات الهجينة لجزيئات PF_3 و جزيئات PF_5 . فسر لماذا تختلف أشكالها.
67. **سجّل** في جدول، بنية لويس، شكل الجزيء، زاوية الربط، نوع التهجين للجزيئات التالية CS_2، CCl_2F_2، H_2Se، CH_2O، NCl_3.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 5

السالبية الكهربائية والقطبية

الفكرةالرئيسة تعتمد خاصية الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.

الأسئلة الرئيسة

- كيف تُستخدم السالبية الكهربائية لتحديد نوع الرابطة؟
- ما أوجه الاختلاف بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية، والجزيئات القطبية وغير القطبية؟ وما أوجه الشبه بينها؟
- ما خواص المركبات ذات الروابط التساهمية؟

مراجعة المفردات

السالبية الكهربائية (electronegativity): المقدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية القطبية
polar covalent bond

الكيمياء في حياتك

كلما كانت قوتك أكبر، سهُل عليك سحب الأشياء. فكما تختلف قدرة الناس على سحب الأشياء، تختلف قدرة الذرات على جذب (سحب) الإلكترونات في الروابط الكيميائية.

السالبية الكهربائية وخواص الروابط

يعتمد نوع الرابطة التي تنشأ أثناء التفاعل على قدرة جذب كل ذرة للإلكترونات. الميل الإلكتروني هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون. فيما عدا الغازات النبيلة، يزداد الميل الإلكتروني كلما زاد العدد الذري عبر الدورة، ويقل كلما زاد العدد الذري عبر المجموعة. تساعد قيم السالبية الكهربائية — الموضحة في **الشكل 20** — الكيميائيين على حساب الميل الإلكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية. تشير السالبية الكهربائية إلى المقدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية. لاحظ أنه يتم تعيين قيم السالبية الكهربائية، في حين يتم قياس قيم الميل الإلكتروني.

السالبية الكهربائية (Electronegativity) توضح نسخة الجدول الدوري للعناصر في **الشكل 20** قيم السالبية الكهربائية. لاحظ أن للفلور أكبر قيمة للسالبية الكهربائية.(3.98)، في حين أن للفرانسيوم أقل قيمة (0.7). ولأن الغازات النبيلة لا تكون مركبات عادة، لا يتضمن الجدول قيم السالبية الكهربائية للهيليوم والنيون والأرجون. ومع ذلك، تتحد الغازات النبيلة الكبيرة أحيانًا، مثل الزينون، مع الذرات التي لها قيم سالبية كهربائية عالية مثل الفلور.

الشكل 20 تُحسب قيم السالبية الكهربائية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن قيم السالبية الكهربائية لسلسلتَي اللانثنيدات والأكتنيدات، غير الموضحة في الجدول، تتراوح من 1.12 إلى 1.7.

قيم السالبية الكهربائية لمجموعة من العناصر

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														

فلز
شبه فلز
لا فلز

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

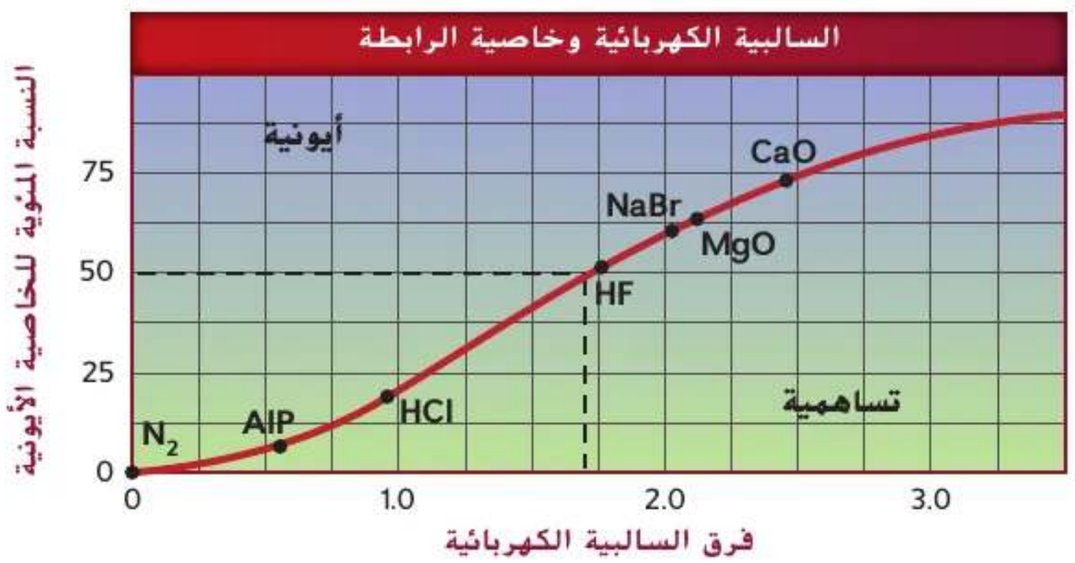
الجدول 7 فرق السالبية الكهربائية وخواص الرابطة

فرق السالبية الكهربائية	خاصية الرابطة
> 1.7	أيونية غالبًا
0.4 - 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

خاصية الرابطة لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. وتعتمد خاصية الرابطة على مقدار قوة جذب كل ذرة من الذرات المترابطة للإلكترونات. ويبين **الجدول 7** إمكانية توقع خاصية الرابطة الكيميائية ونوعها باستعمال فرق السالبية الكهربائية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق السالبية الكهربائية بين ذرتين متماثلتين صفرًا — وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتُعد هذا الرابطة تساهمية غير قطبية أو تساهمية صرفة. وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم سالبية كهربائية مختلفة، لذا لا يتوزع زوج إلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع **رابطة تساهمية قطبية (polar covalent bond)**. وعندما يكون هناك فرق كبير في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة، ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى مما يؤدي إلى تكوّن رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة إذا كانت أيونية أو تساهمية. إذا كان فرق السالبية الكهربائية هو 1.70، فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% تساهمية وبنسبة 50% أيونية. وكلما زاد فرق السالبية الكهربائية، زادت الخاصية الأيونية للرابطة. وعادةً تتكون الروابط الأيونية عندما يكون فرق السالبية الكهربائية أكبر من 1.70. ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع ملاحظات التجارب التي يرتبط فيها لافلزان معًا. يلخص **الشكل 21** مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما نسبة أيونية الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتَين فرق السالبية الكهربائية بينهما 2.00؟ وأين سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

التأكد من فهم النص **حلّل** ما نسبة أيونية الرابطة التساهمية الصرفة؟



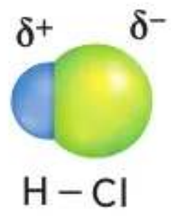
الشكل 21 يوضح هذا الرسم البياني أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الخاصية الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

اختبار الرسم البياني

حدِّد نسبة الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة

السالبية الكهربائية	3.16 = Cl
السالبية الكهربائية	2.20 = H
الفرق	0.96 =



الشكل 22 قيمة السالبية الكهربائية للكلور أعلى منها للهيدروجين. ولذلك يقضي زوج الإلكترونات المشترك في الجزيء المحتوي على الهيدروجين والكلور فترة من الزمن مع ذرة الكلور غالبًا ما تكون أكبر منها مع ذرة الهيدروجين. وتُستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

الروابط التساهمية القطبية

تتكوّن 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 كل منهما بالحبل، إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية، تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات. لذا يكون الوقت الذي تمضيه الإلكترونات حول هذه الذرة أطولَ منه حول الذرة الأخرى. وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتَي الرابطة.

ويُستخدم الحرف اللاتيني (δ) ليمثل الشحنة الجزئية. في الرابطة التساهمية القطبية، تمثل δ^- شحنة جزئية سالبة بينما تمثل δ^+ شحنة جزئية موجبة. كما هو موضح في **الشكل 22**، يمكن إضافة δ^- وδ^+ إلى شكل الجزيء لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية. تكون الذرة ذات السالبية الكهربائية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة، أما الذرة ذات السالبية الكهربائية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وغالبًا ما تُعرف الرابطة القطبية الناتجة بأنها (ثنائية القطب).

القطبية الجزيئية تَكُون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية؛ ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخواص المميِّزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي. إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب إلى المجال الكهربائي. ولأن الجزيئات القطبية ثنائيةُ القطب ولها شحنات جزئية عند أطرافها، تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية. 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 إن لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. ووفقًا للبيانات الموضحة في **الشكل 20**، فإن الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتَي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24. والفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتَي الكلور والكربون يساوي 0.61. وبسبب وجود اختلاف في السالبية الكهربائية، فإن الرابطة H—O والرابطة C—Cl رابطتان تساهميتان قطبيتان.

$\delta^+ \delta^-$	$\delta^+ \delta^-$
H—O	C—Cl

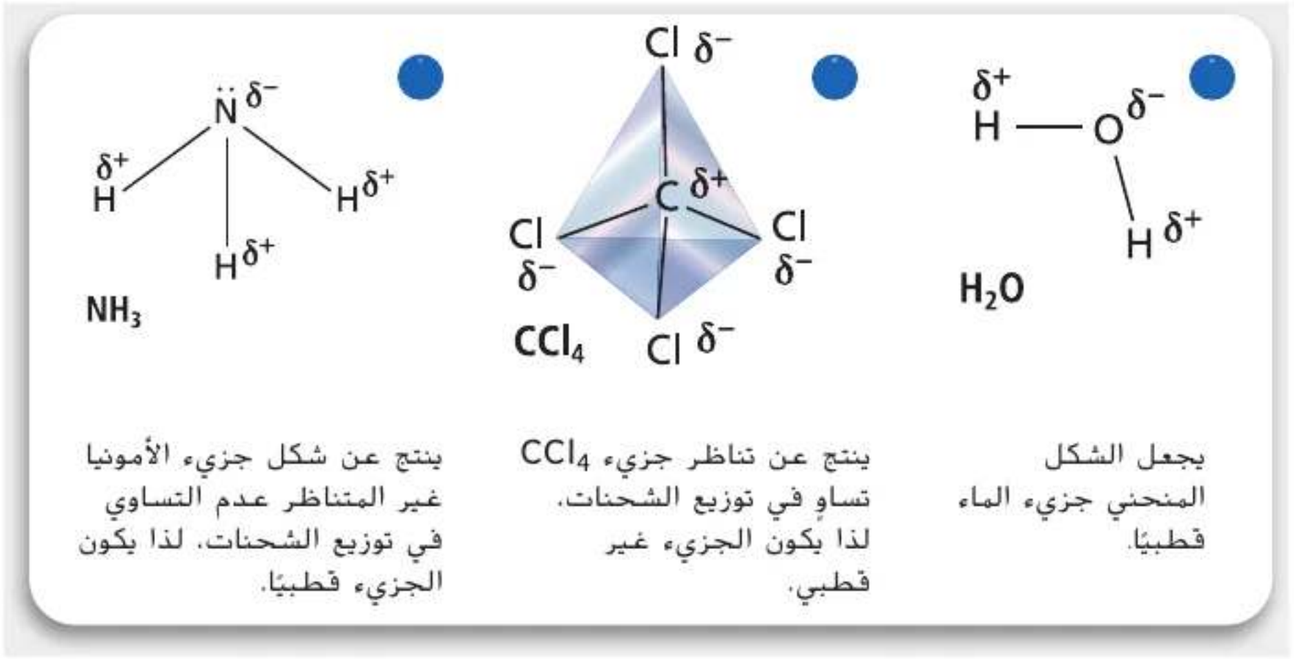
ووفقًا للصيغ الجزيئية، نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية. ولكن جزيء الماء وحده هو جزيء قطبي. لِمَ قد يكون جزيء واحد ذو روابط تساهمية قطبية جزيئًا قطبيًا، بينما يكون الجزيء الآخر ذو الروابط التساهمية القطبية جزيئًا غير قطبي؟ تكمُن الإجابة في أشكال الجزيئات.

مهن في الكيمياء

كيميائي التغذية يجب على كيميائي التغذية أو عالم التغذية أن يعرف كيف تتفاعل المواد الكيميائية وتتغير تحت الظروف المختلفة.. إن الدرجة العلمية في الكيمياء لها مكانة مرموقة، إلا أنها ليست مطلوبة. حيث يعمل معظم كيميائي التغذية لدى الشركات الصانعة لنكهات الطعام والشراب. ويتم تدريب المعتمدين منهم في مختبرات التغذية لمدة خمس سنوات، وعليهم اجتياز اختبار شفهي ثم العمل تحت الإشراف لمدة عامين آخرين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الشكل 23 يحدّد شكلُ الجزيء قطبيته.



يكون شكل جزيء H_2O، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR، منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية، كما هو موضح في **الشكل 23a**. ولأن روابط H—O غير متناظرة في جزيء الماء، يكون لهذا الجزيء طرفان دائمان، أحدهما موجب والآخر سالب. لذا فهو مركب قطبي.

أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، لذا فهو متناظر، كما هو مبيَّن في **الشكل 23b**. لذا يكون مقدار الشحنة الكهربائية من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور. في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون. ولأن الشحنات الجزئية متساوية، يكون جزيء CCl_4 غير قطبي. لاحظ أن الجزيئات المتناظرة عادة ما تكون غير قطبية، أما الجزيئات غير المتناظرة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية.

هل جزيء الأمونيا (NH_3) في **الشكل 23c** قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين طرفية. وله شكل هرم ثلاثي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام **الشكل 20**، تجد أن الفرق في السالبية الكهربائية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 0.84، مما يجعل كل روابط N—H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنات غير متساوٍ لأن الجزيء غير متناظرة. لذا يكون الجزيء قطبيًا.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية إن الخاصية الفيزيائية المعروفة بقابلية الذوبان هي قدرة المادة على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيئات مدى القابلية للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية، أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في المواد غير القطبية، كما هو موضح في **الشكل 24**.

الشكل 24 الجزيئات التساهمية المتناظرة، مثل الزيت ومعظم المنتجات البترولية، جزيئات غير قطبية. وعادة ما تكون الجزيئات غير المتناظرة، مثل الماء، جزيئات قطبية. كما هو موضح في هذه الصورة، لا تختلط المواد القطبية وغير القطبية عادة.

استدلّ هل يكفي الماء وحده لتنظيف قطعة قماش من الزيت؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة Graw-Hill Education

خواص المركبات التساهمية

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما نفس المظهر. لكن تختلف خواص هذين المركبين عند التسخين. فالملح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجة حرارة منخفضة نسبيًا. هل يؤثر نوع روابط المركب في خواصه؟

القوى بين الجزيئية تعود الاختلافات في الخواص إلى الاختلاف في قوى الجذب. ففي المركبات التساهمية، تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية، في حين تكون قوى الجذب بين الجزيئات ضعيفة نسبيًا. وتُعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئية أو قوى فاندرفال. تختلف 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 الجزيئية. منها القوة الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تُسمى قوة التشتت، أو ثنائية القطب المستحثة، وكذلك القوة بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئَين القطبيين والتي تُسمى القوى ثنائية القطب. كلما زادت قطبية الجزيء، زادت القوة ثنائية القطب. أما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أقواها. وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد القطبين وذرة فلور أو أكسجين أو نيتروجين على القطب الآخر. ستدرُس القوى بين الجزيئية بالتفصيل عندما تدرُس حالات المادة.

مختبر تحليل البيانات

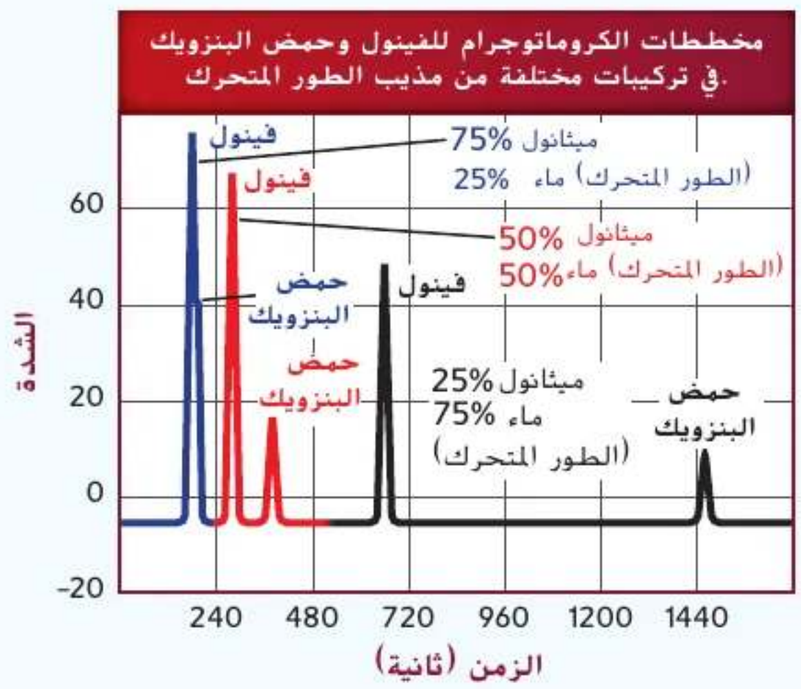
استنادًا إلى بيانات حقيقية*

تفسير البيانات

كيف تؤثر قطبية الطور المتحرك في الكروماتوجرام؟ الكروماتوجرافيا هي التقنية التي فيها يقوم الطور المتحرك بنقل مكونات خليط ما وفصلها. وينشأ الكروماتوجراف عن طريق تسجيل شدة(كمية) كل مكون في الطور المتحرك مقابل الزمن. وتشير ارتفاعات قمم الكروماتوجراف إلى كميات كل مكونات الخليط.

ويستخدم الكيميائيون التحليليون كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة، أو HPLC، لفصل مكونات المواد المذابة. أثناء كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة (HPLC)، تبقى المركبات المنجذبة بقوة إلى مذيب الفصل في الطور المتحرك لفترة أطول وتظهر هذه المركبات بسرعة على الكروماتوجراف. أجرى عدة علماء كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة (HPLC) باستخدام خليط الميثانول في الماء بوصفه مذيب فصل لخليط الفينول – حمض البنزويك. ويبين الرسم البياني على اليسار النتائج التي توصلوا إليها.

البيانات والملاحظات



*Data obtained from: Joseph, Seema M. and Palasota, J. A. 2001. The combined effects of pH and percent methanol on the HPLC separation of benzoic acid and phenol. *Journal of Chemical Education* 78:1381.

التفكير الناقد

1. **فسر** اختلاف أزمنة البقاء في المحلول المبينة على الكروماتوجرام.
2. **استدلّ** من الرسم البياني هل المادة التي كميتها كبيرة هي حمض البنزويك أم الفينول. فسر إجابتك.
3. **استدلّ** أي المكونات في الخليط لها جزيئات ذات قطبية أعلى.
4. **حدِّد** تركيب الطور المتحرك الأكثر كفاءة (من تلك التركيبات التي تم اختبارها) لفصل الفينول عن حمض البنزويك. فسر إجابتك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

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

القوى والخواص تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى بين الجزيئية الضعيفة نسبيًا التي تربط الجزيئات معًا. ولأن هذه القوى ضعيفة، تكون درجات انصهار المواد الجزيئية وغليانها منخفضة نسبيًا مقارنة بالمواد الأيونية. وهذا يفسر سبب انصهار السكر بالتسخين المعتدل، في حين لا ينصهر الملح.

كما تُفسِّر القوى بين الجزيئية سبب وجود الكثير من المواد الجزيئية في الحالة الغازية أو سرعة تبخرها عند درجة حرارة الغرفة. ومن أمثلة المركبات التساهمية التي تكون في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة الأكسجين (O_2) وثاني أكسيد الكربون (CO_2) وكبريتيد الهيدروجين (H_2S). ولأن صلابة المواد تعتمد على القوى بين الجزيئية، يكون الكثير من الجزيئات التساهمية لينًا نسبيًا في حالة الصلابة. يُعد البرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى مثالاً شائعًا للمواد الصلبة التساهمية.

تترتب الجزيئات في الحالة الصلبة لتكوِّن شبكة بلورية. وتكون هذه الشبكة الجزيئية شبيهة بالشبكة الأيونية الصلبة، إلا أن قوى التجاذب بين جسيماتها أضعف. ويتأثر بناء الشبكة بشكل الجزيء ونوع القوة بين الجزيئية. كما تم تحديد معظم المعلومات عن الجزيئات من خلال دراسة المواد الصلبة الجزيئية.

المواد الصلبة التساهمية الشبكية

هناك بعض المواد الصلبة، غالبًا ما تُسمى بالمواد الصلبة التساهمية الشبكية، ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية. ومن الأمثلة الشائعة على هذه المواد الألماس والكوارتز. مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية، تكون المواد الصلبة الشبكية هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة. ويشرح تحليل بناء الألماس بعض خواصه. ففي الألماس، ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى. وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم في **الشكل 25**، يُشكِّل نظامًا بلوريًا شديد الترابط له درجة انصهار عالية جدًا.

القسم 5 مراجعة

ملخص القسم

- يحدد فرق السالبية الكهربائية خواص الرابطة بين الذرات.
- تتكون الروابط القطبية عندما لا تكون الإلكترونات منجذبة بالتساوي لتكوين ثنائي القطب.
- يحدد الترتيب المكاني للروابط القطبية في الجزيء قطبية الجزيء.
- تجذب الجزيئات بعضها بعضًا بقوى ضعيفة. أما في المادة الصلبة التساهمية الشبكية، ترتبط كل ذرة بذرات أخرى بروابط تساهمية.

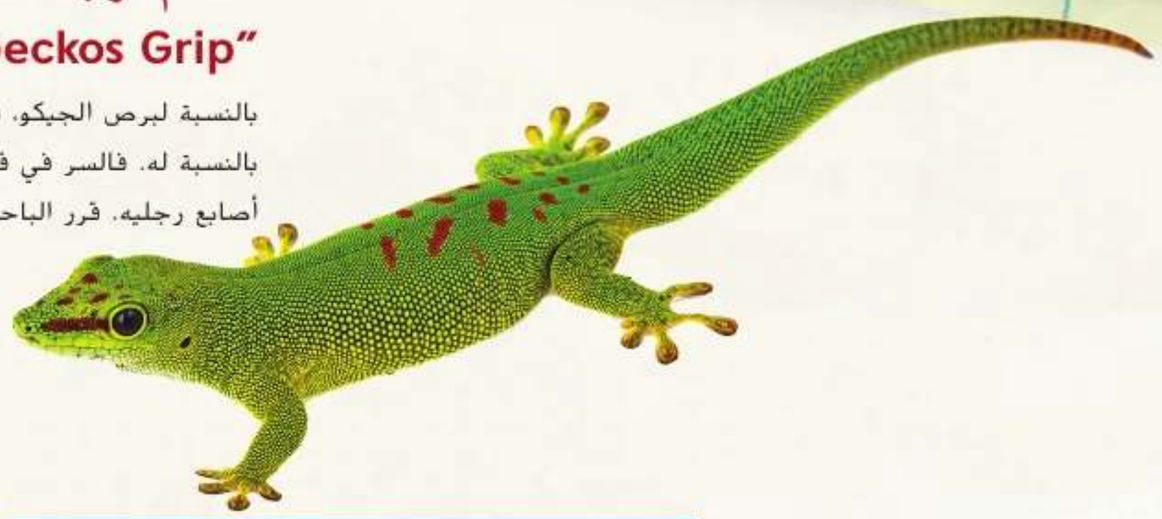
68. **الفكرة الرئيسة لخِّص** كيف يؤثر فرق السالبية الكهربائية في خواص الرابطة.
69. **صِف** الرابطة التساهمية القطبية.
70. **صِف** الجزيء القطبي.
71. **اذكر** ثلاثًا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.
72. **صنِّف** أنواع الروابط مستخدمًا الفرق في السالبية الكهربائية.
73. **عمِّم** صِف الخواص العامة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.
74. **توقّع** نوع الرابطة التي ستتكوَّن بين أزواج الذرات الآتية:
    a. H و S
    b. C و H
    c. Na و S
75. **حدّد** ما إذا كان كل جزيء من هذه الجزيئات قطبيًا أم غير قطبي: SCl_2 و CS_2 و CF_4.
76. **حدّد** ما إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبيًا أو غير قطبي.
77. **ارسم** بنية لويس لكل من الجزيئين SF_4 و SF_6. حلّل كل شكل لتحدّد هل الجزيء قطبي أم غير قطبي.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

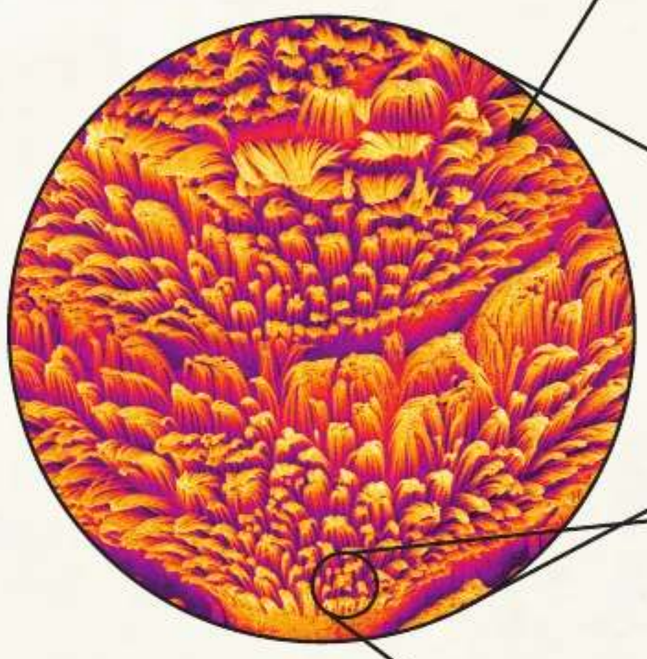
كيف تعمل؟

أقدام لزجة: كيف تلتصق أبراص الجيكو بالجدران "Geckos Grip"

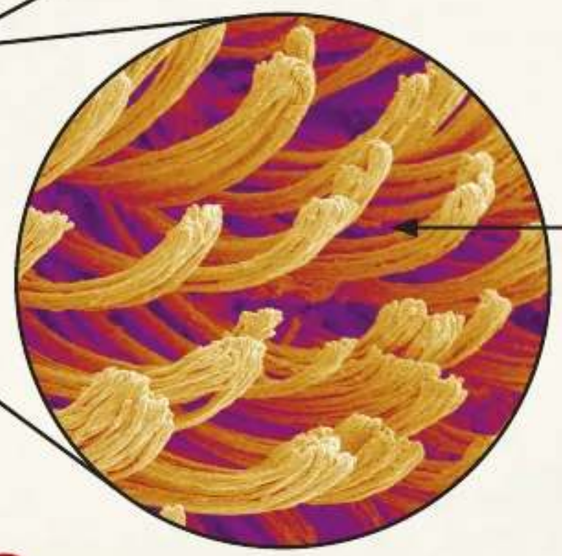
بالنسبة لبرص الجيكو، فإن التعلق بالجدران أو بالأسقف لا يمثل عملاً بطولياً خارقاً بالنسبة له. فالسر في قدرة برص الجيكو المذهلة على الالتصاق بالأسطح تكمن في أصابع رجليه. قرر الباحثون أن قبضة برص الجيكو تعتمد على قوة التصاق الذرات نفسها.



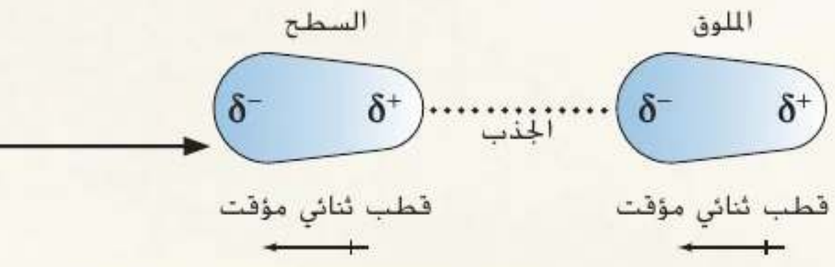
1 أصبع قدم برص
الجيكو قاعدة أصبع قدم برص الجيكو مغطاة بملايين الشعيرات الدقيقة. تسمى كل منها هُلَبَة "seta"، وتكون مرتبة في صفوف.



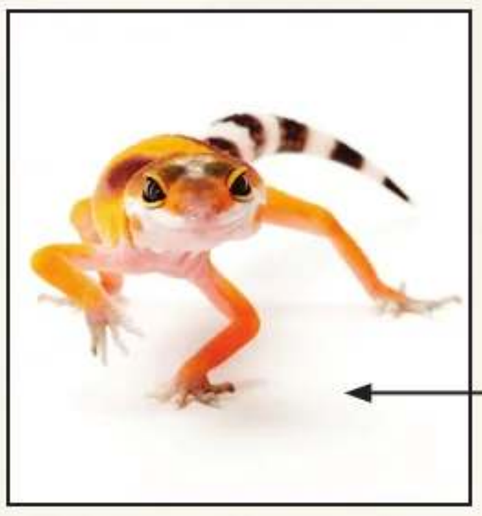
2 هُلَب الشعر "Setae"هُلَب الشعر عبارة عن بُنى هيكلية معقدة. ويوجد في نهاية كل هُلَبة تفريعات بالغة دقة تُسمى كل منها مِلْوَق.



3 المِلْوَق "Spatulae" يوجد بكل هُلَبَة مساحة سطح هائلة نسبياً نظراً لما بها ملاوق بأعداد هائلة.



4 الالتصاق تتكون قوى فان دير فال Van der Waals بين السطح وبين الملاوق الموجودة على سطح قدم البرص. وعند ضربها في تلك المساحة الهائلة لسطح الملوق، فإن حاصل ضرب قوى فان دير فال Van der Waals الضعيفة يكون أكبر مما يكفي لموازنة حركة جذب الجاذبية الأرضية وتثبيت برص الجيكو في مكانه الذي يلتصق به.



5 الانطلاق يقوم برص الجيكو بكل ببساطة بلف أصابع قدميه عندما يريد أن يتحرك؛ حيث يقلل هذا من مقدار ملامسة السطح وكذلك قوى فان دير فال Van der Waals، ويفقد الجيكو قبضته الالتصاقية.

الاختراع يطور العلماء حالياً، تطبيقات لمواد تشبه برص الجيكو مستخدمين ما لديهم من معرفة حول طريقة التصاق أبراص الجيكو بالأسطح. من بين التطبيقات الممكنة أجهزة الإنسان الآلي الصغيرة (ميني روبوت) التي تتسلق الحوائط، والأشرطة اللاصقة التي يمكن لصقها حتى تحت الماء. ما هي الاستخدامات التي يمكنك التفكير فيها للمادة اللاصقة الشبيهة ببرص الجيكو؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مختبر الكيمياء

تصميم الأشكال الجزيئية

نبذة مختصرة: **تحدث الرابطة التساهمية عندما تتشارك الذرات في إلكترونات التكافؤ. في نظرية (VSEPR) تتنافر أزواج إلكترونات التكافؤ، فإن الطريقة التي تتموضع بها إلكترونات التكافؤ لذرات الترابط التساهمي هي الأساس للتنبؤ بشكل الجزيء. كما تعتمد هذه الطريقة لتصور الشكل على بنية لويس الخاصة بالجزيء.**

السؤال: كيف تؤثر بنية لويس ومواضع إلكترونات التكافؤ على شكل المركب التساهمي؟

المواد

حقيبة النماذج الجزيئية

احتياطات السلامة

الخطوات الإجرائية

1. قم بتحديد المخاوف المتعلقة بالسلامة الخاصة بهذه التجربة قبل البدء في العمل.
2. أنشئ جدولاً لتسجيل بياناتك.
3. لاحظ وسجل اللون المستخدم لتمثيل كل من الذرات الآتية في حقيبة النماذج الجزيئية: الهيدروجين (H)، والأكسجين (O)، والفوسفور (P)، والكربون (C)، والفلور (F)، والكبريت (S)، والنيتروجين (N).
4. ارسم التراكيب البنائية للويس لجزيئات H_2 و O_2 و N_2.
5. احصل على ذرتي هيدروجين ورابط واحد من حقيبة النماذج الجزيئية، وقم بتجميع جزيء هيدروجين (H_2). لاحظ أن مجسمك يمثل جزئ هيدروجين ثنائي الذرة ذو رابطة أحادية.
6. احصل على ذرتي أكسجين ورابطين اثنين من حقيبة النماذج الجزيئية، وقم بتجميع جزيء أكسجين (O_2). لاحظ أن مجسمك يمثل جزئ أكسجين ثنائي الذرة ذو رابطة ثنائية.
7. احصل على ذرتي نيتروجين وثلاث روابط من حقيبة النماذج الجزيئية، وقم بتجميع جزيء نيتروجين (N_2). لاحظ أن مجسمك يمثل جزئ نيتروجين ثنائي الذرة ذو رابطة ثلاثية.
8. تذكر أن الجزيئات ثنائية الذرة مثل تلك التي تتكون في هذه التجربة تكون دائماً خطية. تتكون الجزيئات ثنائية الذرة من ذرتين فقط ولا يمكن ربط سوى نقطتين (ذرتين) فقط بواسطة خط مستقيم.
9. ارسم التراكيب البنائية للويس (H_2O)، وقم بإنشاء الجزيء الخاص به.
10. ما شكل جزيء H_2O مستخدماً المعلومات في الجدول 6؟
11. كرر الخطوتين 9 و10 مع جزيئات PH_3 و CF_4 و CO_2 و SO_3 و HCN و CO.

التحليل والنتائج

1. **التفكير الناقد** بناء على المجسمات الجزيئية التي قمت ببنائها وملاحظتها في هذه التجربة، صنف الروابط الأحادية والثنائية والثلاثية تصاعديًا حسب 1. المرونة 2. القوة.
2. **لاحظ واستدل** اشرح سبب اختلاف أشكال جزيئات H_2O و CO_2.
3. **التحليل والنتائج** يخضع أحد الجزيئات من هذا المختبر للرنين. حدد الجزيء الذي يكون به ثلاثة أشكال رنينية، وارسمها، وفسر سبب حدوث الرنين.
4. **حدد السبب والنتيجة** استخدم فرق السالبية الكهربائية لتحدد قطبية الجزيئات في الخطوات11 – 9. بناء على قطبية الروابط التي تم حسابها والمجسمات التي تم إنشاؤها في التجربة، حدد القطبية الجزيئية لكل شكل.

توسيع نطاق الاستفسارات

صمم نموذج استخدم حقيبة النماذج الجزيئية لبناء شكلي الرنين للأوزون (O_3). ثم، استخدم هياكل لويس لتشرح الطريقة التي يمكنك بها التحويل بين شكلي الرنين عن طريق مبادلة زوج غير مرتبط برابطة تساهمية.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 4 دليل الدراسة

الفكرة الرئيسية تحدث الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات.

القسم 1 الرابط التساهمية

الفكرة الرئيسة تكتسب الذرات الاستقرار عندما تتشارك في الإلكترونات وتكوّن رابطة تساهمية.

- تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في زوج أو أكثر من الإلكترونات.
- مشاركة زوج واحد من الإلكترونات وزوجين وثلاثة أزواج تكوّن روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية، على التوالي.
- تتداخل الأفلاك تداخلاً مباشراً في الروابط سيجما. تتداخل الأفلاك المتوازية في روابط باي pi. الرابطة التساهمية الأحادية عبارة عن رابطة سيجما، ولكن الروابط التساهمية المتعددة تتكون من روابط سيجما وروابط باي.
- يُقاس طول الرابطة من النواة ــ إلى ــ النواة. يلزم وجود طاقة تفكك الروابط لكسر الرابطة التساهمية.

المفردات

- رابطة تساهمية
- الجزيء
- بنية لويس
- رابطة سيجما
- رابطة باي pi
- تفاعل ماص للحرارة
- تفاعل طارد للحرارة

القسم 2 تسمية الجزيئات

الفكرة الرئيسة تُستخدم قواعد معينة عند تسمية المركبات الجزيئية الثنائية والأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

- تشمل أسماء المركبات الجزيئية التساهمية بادئات تمثل عدد كل ذرة موجودة في المركبات.
- الجزيئات التي تُنتج H^+ عند الذوبان في الماء فهي تكون أحماضاً. تحتوي الأحماض الثنائية على الهيدروجين مع عنصر واحد آخر. تحتوي الأحماض الأكسجينية على الهيدروجين والأنيون الأكسجيني.

المفردات

- الحمض الأكسجيني

القسم 3 التركيب البنائي للجزيئات

الفكرة الرئيسة تُظهر الصيغ البنائية المواضع النسبية للذرات داخل الجزيء.

- يمكن استخدام نماذج مختلفة لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عند وجود أكثر من بنية صحيحة من بُنى لويس لنفس الجزيء.
- هناك استثناءات لقاعدة الثمانية في بعض الجزيئات.

المفردات

- الصيغة البنائية
- الرنين
- رابطة تساهمية تناسقية

القسم 4 الشكل الهندسي للجزيئات

الفكرة الرئيسة يُستخدم نموذَج (VSEPR) لتحديد الشكل الجزيئي.

- تنص نظرية نموذَج (VSEPR) على أن أزواج الإلكترونات تتنافر مع بعضها البعض، وتحدد كلاً من شكل الجزيء وزوايا الروابط في الجزيء.
- يشرح التهجين الأشكال التي تمت ملاحظتها للجزيئات عن طريق وجود أفلاك مهجنة متطابقة.

المفردات

- نموذَج VSEPR
- التهجين

القسم 5 السالبية الكهربائية والقطبية

الفكرة الرئيسة تعتمد نوعية الرابطة الكيميائية على جذب كل ذرة من الذرات للإلكترونات الموجودة في الرابطة.

- الاختلاف في السالبية الكهربائية يحدد نوعية الرابطة بين الذرات.
- تحدث الروابط القطبية في حالة عدم مشاركة الإلكترونات بالتساوي بحيث تشكل قطب ثنائي.
- يحدد الترتيب المكاني للروابط القطبية في الجزيء القطبية الكلية لذلك الجزيء.
- تجذب الجزيئات بعضها البعض بواسطة قوى ضعيفة فيما بين الجزيئات. في مجسم شبكي تساهمي، ترتبط كل ذرة برابطة تساهمية مع الكثير من الذرات الأخرى.

المفردات

- رابطة تساهمية قطبية

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

التقويم

القسم 1

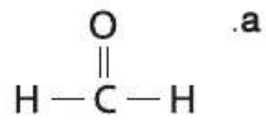
إتقان المفاهيم

78. ما قاعدة الثمانية، وكيف تستخدم في الرابطة التساهمية؟
79. صف تكوين الرابطة التساهمية
80. صف الربط في الجزيئات.
81. صف قوى التجاذب والتنافر، التي تحدث عندما تتحرك ذرتان قريباً من بعضهما.
82. كيف يمكنك التنبؤ بوجود رابطة سيجما أو رابطة باي في الجزيء؟

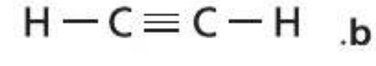
إتقان حل المسائل

83. اذكر عدد إلكترونات التكافؤ في العناصر N و As و Br و Se. تنبأ بعدد الروابط التساهمية المطلوبة لكل عنصر من هذه العناصر لتحقيق قاعدة الثمانية.
84. حدد مكان روابط سيجما وباي في كل جزيء من الجزيئات الموضحة أدناه.

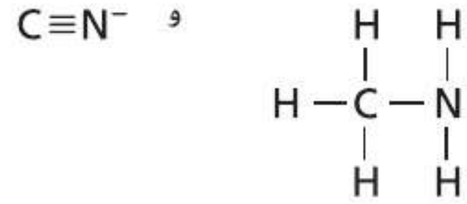
a.



b.



85. في الجزيئات CO و CO_2 و CH_2O، أي رابطة C—O هي الأقصر؟ أي رابطة C—O هي الأكثر قوة؟
86. تأمل روابط الكربون ــ النيتروجين الموضحة أدناه:



أي رابطة أقصر؟ أي رابطة أقوى؟

87. رتب الجزيئات أدناه وفقاً لطول رابطة الكبريت ــ الأكسجين تصاعديًا.

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

القسم 2

إتقان المفاهيم

88. اشرح طريقة تسمية المركبات الجزيئية.
89. متى تتم تسمية مركب جزيئي كحمض؟
90. اشرح الفرق بين سداسي فلوريد الكبريت ورباعي فلوريد ثنائي الكبريت.
91. **الساعات** بلورات الكوارتز المستخدمة في الساعات مصنوعة من ثاني أكسيد السيليكون. اشرح كيف تستخدم الاسم لتحديد الصيغة الخاصة بثاني أكسيد السيليكون.

إتقان حل المسائل

92. أكمل **الجدول 8**.

الجدول 8 أسماء الأحماض

الصيغ	الاسم
$HClO_2$	
H_3PO_4	
H_2Se	
$HClO_3$	

93. اذكر اسم كل جزيء.

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

94. اذكر اسم كل جزيء.

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

95. اكتب الصيغة الخاصة بكل جزيء.

a. ثنائي فلوريد الكبريت **b.** رباعي كلوريد السيليكون **c.** رباعي فلوريد الكربون **d.** حمض الكِبْرِيتُوز.

96. اكتب الصيغة الخاصة بكل جزيء.

a. ثاني أكسيد السيليكون **b.** حمض البروموز **c.** ثلاثي فلوريد الكلور **d.** حمض الهيدروبروميك

القسم 3

إتقان المفاهيم

97. ما الذي يجب عليك معرفته لكي ترسم بنية لويس لجزيء ما؟
98. **عامل التطعيم** يدرس علماء المادة خواص اللدائن المطعمة بمركب AsF_5. اشرح السبب وراء كون AsF_5 استثناء عن قاعدة الثمانية.
99. **العامل المختزل** يُستخدم ثالث هيدريد البورون (BH_3) كعامل مختزل في الكيمياء العضوية. اشرح السبب وراء تكوين BH_3 لروابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى في الغالب.
100. يمكن للأنتيمون والكلور تكوين ثالث كلوريد الأنتيمون أو خامس كلوريد الأنتيمون. اشرح كيف يمكن لهذين العنصرين تكوين مركبين مختلفين.

إتقان حل المسائل

101. ارسم ثلاث بُنى رنين للأيون متعدد الذرات CO_3^{2-}.
102. ارسم بنى لويس للجزيئات الآتية التي يحتوي كل منها على ذرة مركزية لا تتبع قاعدة الثمانية.

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

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

103. ارسم بُنيتي رنين للأيون متعدد الذرات HCO_2^-

104. ارسم بنى لويس لجزيء لكل من الجزيئات والأيونات التالية:

a. H_2S **c.** SO_2

b. BF_4^- **d.** $SeCl_2$

105. ما العناصر في القائمة أدناه القادرة على تكوين جزيئات تتبع قاعدة الثمانيات الموسعة؟ فسر إجابتك.

a. B **d.** O

b. C **e.** Se

c. P

القسم 4

إتقان المفاهيم

106. ما الأساس الذي بني عليه نموذج VSEPR؟

107. ما أقصى عدد من الأفلاك المهجنة يمكن أن تكونها ذرة الكربون؟

108. ما الشكل الهندسي لكل جزيء؟ قدّر زاوية الرابطة لكل جزيء، على فرض عدم وجود زوج غير مرتبط.

a. A—B

b. A—B—A

c.
```
A—B—A
  |
  A
```

d.
```
  A
  |
A—B—A
  |
  A
```

109. يُستخدم المركب PCl_5 لتكوين عدة مركبات أخرى. اشرح نظرية التهجين وحدد عدد الأفلاك المهجنة الموجودة في جزيء PCl_5.

إتقان حل المسائل

110. أكمل **الجدول 9** عن طريق تحديد نوع التهجين المتوقع للذرة المركزية. (يساعدك رسم بنية لويس في الحل).

الجدول 9

الصيغة	نوع التهجين	بنية لويس
XeF_4		
TeF_4		
KrF_2		
OF_2		

111. تنبأ بالشكل الهندسي لكل جزيء.

a. COS **b.** CF_2Cl_2

112. لكل جزيء مُذكور أدناه، تنبأ بشكله الهندسي وزاوية الرابطة، وحدد الأفلاك المهجنة. رسم بنية لويس قد يساعدك.

a. SCl_2 **c.** HOF

b. NH_2Cl **d.** BF_3

القسم 5

إتقان المفاهيم

113. صف أنماط السالبية الكهربائية في الجدول الدوري.

114. اشرح الفرق بين الجزيئات غير قطبية، والجزيئات القطبية.

115. قارن موضع إلكترونات الربط في رابطة تساهمية قطبية مع تلك في رابطة تساهمية غير قطبية. فسر إجابتك.

116. ما الفرق بين جزيء تساهمي صلب وجزيء تساهمي شبكي صلب؟ هل تختلف خواصها الفيزيائية؟ فسر إجابتك.

إتقان حل المسائل

117. في كل زوج مما يلي: حدد الرابطة الأكثر قطبية عن طريق وضع دائرة على قطبها السالب:

a. C—S و C—O

b. C—F و C—N

c. P—H و P—Cl

118. لكل رابطة من الروابط المذكورة أدناه، حدد الذرة سالبة الشحنة:

a. C—H **c.** C—S

b. C—N **d** C—O

119. تنبأ بالرابطة الأكثر قطبية.

a. C—O **c.** C—Cl

b. Si—O **d** C—Br

120. رتب الروابط التالية تصاعديًا تبعًا للقطبية:

a. C—H **d.** O—H

b. N—H **e.** Cl—H

c. Si—H

121. **غاز التبريد** الغاز المعروف باسم الفريون ــ 14، هو مركب يسبب تفكك الأوزون وصيغته الكيميائية CF_4. لماذا يكون جزيء CF_4 غير قطبي حتى وإن احتوى على روابط قطبية.

122. حدد هل هذه الجزيئات والأيون قطبية. فسر إجاباتك.

a. H_3O^+ **c.** H_2S

b. PCl_5 **d** CF_4

123. استخدم بُنى لويس للتنبؤ بقطبية كل من ثاني فلوريد الكبريت، ورباعي فلوريد الكبريت، وسداسي فلوريد الكبريت.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

التقويم

مراجعة عامة

124. اكتب الصيغة الخاصة بكل جزيء.

a. أول أكسيد الكلور

b. حمض الزرنخيك

c. خُماسي كلوريد الفوسفور

d. حمض الهيدروكبريتيك

125. اذكر اسم كل جزيء.

a. PCl_3

b. Cl_2O_7

c. P_4O_6

d. NO

126. ارسم بنية لويس لكل جزيء أو أيون.

a. SeF_2

b. ClO_2^-

c. PO_3^{3-}

d. $POCl_3$

e. GeF_4

127. حدد أي من الجزيئات قطبي. فسر إجابتك.

a. CH_3Cl

b. ClF

c. NCl_3

d. BF_3

e. CS_2

128. رتب الروابط تصاعديًا تبعًا للخاصية القطبية.

a. C—O

b. Si—O

c. Ge—O

d. C—Cl

e. C—Br

129. **وقود الصواريخ** في الخمسينيات من القرن الماضي (1950)، استخدم تفاعل الهيدرازين وثلاثي فلوريد الكلور (ClF_3) كوقود للصواريخ. ارسم بنية لويس للجزيء ClF_3 وحدد الأفلاك المهجنة.

130. أكمل **الجدول** 10، الذي يوضح عدد الإلكترونات المُشاركة في رابطة تساهمية أحادية، ورابطة تساهمية ثنائية، ورابطة تساهمية ثلاثية. حدد مجموعة الذرات التي ستكوّن كل من هذه الروابط.

الجدول 10 الأزواج المشتركة

نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المشتركة	الذرات التي تكوّن الرابطة
تساهمية أحادية		
تساهمية ثنائية		
تساهمية ثلاثية		

التفكير الناقد

131. **نظم** صمم خريطة مفاهيم تشرح كيف ترتبط نظرية نموذج VSEPR، ونظرية التهجين، وأشكال الجزيئات ببعضها.

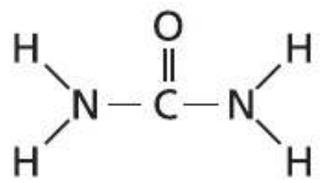
132. **قارن** بين المركبين التساهميين المعروفين بالأسماء أكسيد الزرنيخ (III) وثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخ.

133. **أنشئ واستخدم الجداول** استخدم معرفتك بالروابط الأيونية والفلزية والتساهمية لتكمل **الجدول** 11.

الجدول 11 الخواص والروابط

صلب	وصف الرابطة	خواص الصلب	مثال
أيوني			
تساهمي جزيئي			
فلزي			
تساهمي شبكي			

134. **طبّق** اليوريا، والتي تظهر صيغتها البنائية أدناه، عبارة عن مركب يستخدم في صناعة اللدائن والأسمدة. حدد الروابط سيجما، وباي، والأزواج غير المرتبطة، في جزيء اليوريا.



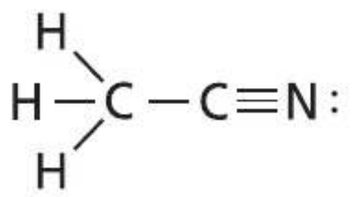
135. **حلل** حدد قطبية كل جزيء يتصف بالخواص التالية:

a. صلب في درجة حرارة الغرفة

b. غازي في درجة حرارة الغرفة

c. ينجذب للتيار الكهربائي

136. **طبق** الصيغة البنائية للأسيتونتريل، CH_3CN، تظهر أدناه.



تفحص بنية جزيء الأسيتونتريل. حدد عدد ذرات الكربون في الجزيء، حدد نوع التهجين الموجود في كل ذرة كربون، فسر إجابتك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

مسألة تحدّي

137. افحص طاقات تفكك الروابط المبينة في **الجدول 12**.

الجدول 12 طاقة 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 بُنى لويس الصحيحة لكل من C_2H_2 و HCOOH.

b. حدد مقدار الطاقة اللازمة لتفكك كل جزيء من هذه الجزيئات.

مراجعة تراكمية

138. **الجدول 13** يذكر بيانات كتلة وحجم السائل. أنشئ رسم بياني خطي لهذه البيانات حيث يكون الحجم على المحور *x* والكتلة على المحور *y*. احسب ميل الخط. ما المعلومات التي يمنحها لك المنحنى؟

الجدول 13 الكتلة مقابل الحجم

الحجم	الكتلة
4.1 mL	9.36 g
6.0 mL	14.04 g
8.0 mL	18.72 g
10.0 mL	23.40 g

139. **اكتب** الصيغة الكيميائية الصحيحة الخاصة بكل مركب.

a. كربونات الكالسيوم
b. كلورات البوتاسيوم
c. أسيتات الفضة
d. كبريتات النحاس (II)
e. فوسفات الأمونيوم

140. اكتب الاسم الكيميائي الصحيح الخاص بكل مركب.

a. NaI
b. $Fe(NO_3)_3$
c. $Sr(OH)_2$
d. $CoCl_2$
e. $Mg(BrO_3)_2$

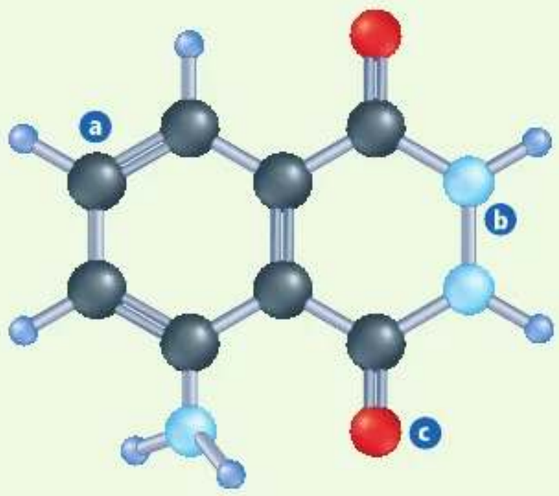
الكتابة في الكيمياء

141. **مَانِعُ التَّجَمُّد** ابحث عن جليكول الايثيلين لتعرف صيغته الكيميائية. اشرح كيف تساعد بنيته في استخدامه كمبرد.

142. **المنظفات** اختر منظف غسيل لتبحث فيه واكتب مقالة حول تركيبه الكيميائي. اشرح كيف يزيل المنظف الزيوت والشحوم من الأقمشة.

أحم أسئلة مبنية على المستندات

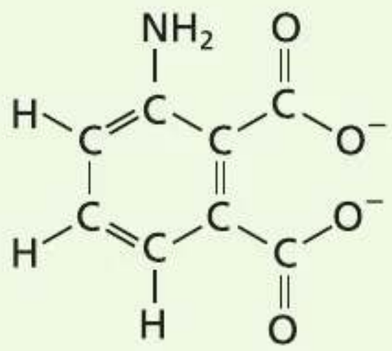
اللومينول يستخدم محققو مسرح الجريمة في الغالب مركب اللومينول التساهمي للبحث عن الأدلة المرتبطة بالدم. التفاعل بين اللومينول، وبعض الكيماويات، والهيموجلوبين، وهو بروتين في الدم، يُنتج الضوء. **الشكل 26** يوضح نموذج الكرة والعصا الخاص باللومينول.



■ الشكل 26

143. حدد الصيغة الجزيئية للومينول وارسم بنية لويس الخاصة به.

144. ما نوع التهجين الموجود في الذرات المرقمة a و b و c في **الشكل 26**.



أيون APA

■ الشكل 27

145. عندما يتلامس اللومينول بأيون الحديد في الهيموجلوبين يتفاعل وينتج Na_2APA، والماء، والنيتروجين، وطاقة الضوء. بالنظر إلى الصيغة البنائية لأيون APA في **الشكل 27**. اكتب الصيغة الكيميائية لأيون APA متعدد الذرات.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

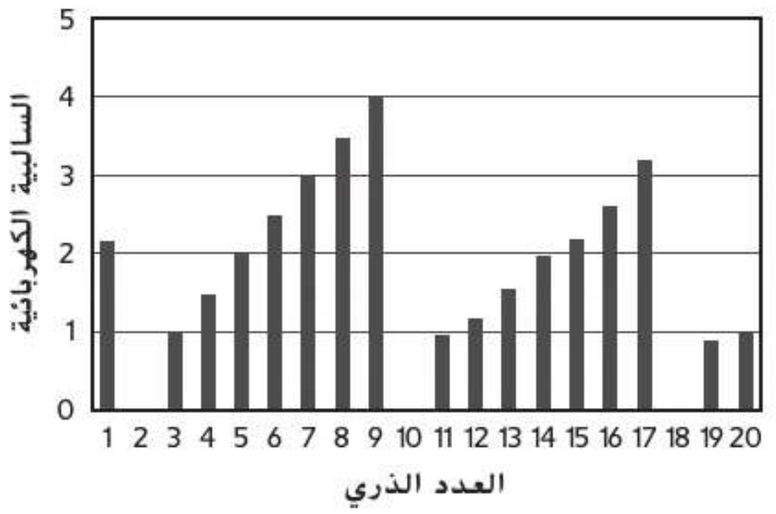
تراكمي تدريب على الاختبار المعياري

اختيار من متعدد

1. الاسم الشائع للمركب SiI_4 هو سيلان رباعي اليود (TETRAIODOSILANE). ما الاسم العلمي له؟
   a. رباعي يوديد السيلان "silane tetraiodide"
   b. رباعي يود السيلان "silane tetraiodine"
   c. يوديد السيليكون "silicon iodide"
   d. رباعي يوديد السيليكون "silicon tetraiodide"

2. ما المركب الذي يحتوي على رابطة باي واحدة على الأقل؟
   a. CO_2
   b. $CHCl_3$
   c. AsI_3
   d. BeF_2

استخدم الشكل أدناه للإجابة على السؤالين 3 و4.



3. ما السالبية الكهربائية للعنصر الذي عدده الذري 14؟
   a. 1.5
   b. 1.8
   c. 2.0
   d. 2.2

4. أي زوج من العناصر الآتية سوف يكون رابطة أيونية؟
   a. العدد الذري 3 والعدد الذري 4.
   b. العدد الذري 7 والعدد الذري 8.
   c. العدد الذري 4 والعدد الذري 18.
   d. العدد الذري 8 والعدد الذري 12.

5. ما الذي يمثل بنية لويس لثاني كبريتيد السيليكون.
   a. :S::Si::S:
   b. :S::Si::S:
   c. :S:Si:S:
   d. :S:Si:S:

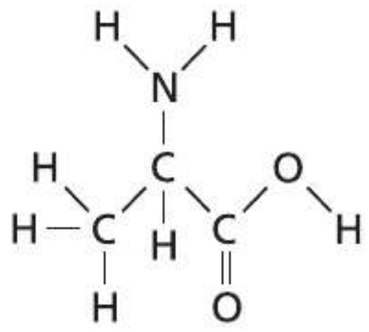
6. ذرة السيلينيوم المركزية في سادس فلوريد السيلينيوم تنطبق عليها قاعدة الثمانيات الموسعة. كم عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة السيلينيوم المركزية؟
   a. 4 **c.** 6
   b. 5 **d.** 7

استخدم الجدول أدناه للإجابة على السؤالين 7 و 8.

طاقة تفكك الروابط عند درجة 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. ما الغاز ثنائي الذرة الذي توجد به أقصر رابطة بين ذرتيه؟
   a. HI **c.** Cl_2
   b. O_2 **d.** N_2

8. ما مقدار الطاقة (kJ/mol) اللازم لكسر كل الروابط الموجودة في الجزيء أدناه؟



   a. 3024
   b. 4318
   c. 4621
   d. 5011

9. ما المركب الذي ليس له شكل منحني؟
   a. BeH_2 **c.** H_2O
   b. H_2S **d.** SeH_2

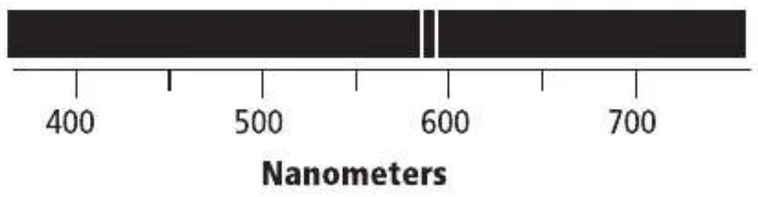
10. ما المركب غير القطبي؟
    a. H_2S **c.** SiH_3Cl
    b. CCl_4 **d.** AsH_3

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالحمؤسسة McGraw-Hill Education

أسئلة ذات إجابات قصيرة

11. تحتوي الأحماض الأكسجينية على الهيدروجين والأنيون الأكسجيني. هناك حمضان أكسجينيان مختلفان يحتويان على الهيدروجين والنيتروجين والأكسجين. حدد هذين الحمضين الأكسيجيين. كيف يمكن تمييزهما على أساس أسمائهم وصيغهما التركيبية؟

استخدم طيف الانبعاث أدناه للإجابة على السؤالين 12 و 13.



12. قدّر طول الموجة للفوتونات التي تنبعث من هذا العنصر؟

13. أوجد تردد الفوتونات التي تنبعث من هذا العنصر.

أسئلة ذات إجابات مفتوحة

استخدم الجدول أدناه للإجابة على السؤال 14.

الوفرة بالنسبة المئوية لنظائر السيليكون		
النظير	الكتلة	الوفرة بالنسبة المئوية
^{28}Si	amu 27.98	92.21%
^{29}Si	amu 28.98	4.70%
^{30}Si	amu 29.97	3.09 %

14. يقوم زميلك في العمل بالمختبر بحساب متوسط الكتلة الذرية لنظائر السيليكون الثلاثة هذه. متوسط الكتلة الذرية التي يحصل عليها هي amu 28.98 اشرح السبب وراء كون شريكك في المختبر مخطئاً، ووضح كيفية حساب متوسط الكتلة الذرية الصحيح.

استخدم قائمة طرق الفصل أدناه للإجابة على السؤالين 15 – 17.

a. الترشيح
b. التقطير
c. التبلور
d. الاسْتِشْراب (الكروماتوغرافيا)
e. التسامي

15. ما الطريقة التي تفصل مكونات خليط لها درجات غليان مختلفة؟

16. ما الطريقة التي تفصل مكونات الخليط بناء على حجم جسيماته؟

17. ما الطريقة التي تعتمد على التجاذب الأكثر قوة لبعض المكونات في طور السكون مقارنة بطور الحركة؟

استخدم الجدول أدناه للإجابة على السؤالين 18 و 19.

الترميز النقطي للإلكترون								
مجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
الترميز	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O:	:F:	:Ne:

18. بناء على بُنى لويس الموضحة، ما العناصر التي ستتحد مع بعضها بمعدل 2:3؟
a. الليثيوم والكربون
b. البريليوم والفلور
c. البريليوم والنيتروجين
d. البورون والأكسجين
e. البورون والكربون

19. ما عدد الإلكترونات التي ستكون في البريليوم في مستوى الطاقة الخارجي بعد أن يكوّن أيوناً ليصبح مستقراً كيميائياً؟
a. 0
b. 2
c. 4
d. 6
e. 8

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 5

التفاعلات الكيميائية

الفكرة **الرئيسة** تحوّل الملايين من التفاعلات الكيميائية في داخلك ومن حولك المواد المتفاعلة إلى نواتج، وينتج عنها امتصاص الطاقة أو إطلاقها.

الأقسام

1 التفاعلات والمعادلات

2 تصنيف التفاعلات الكيميائية

3 التفاعلات في المحاليل المائية

التجربة الاستهلالية

كيف تتعرف على حدوث أي تغيير كيميائي؟

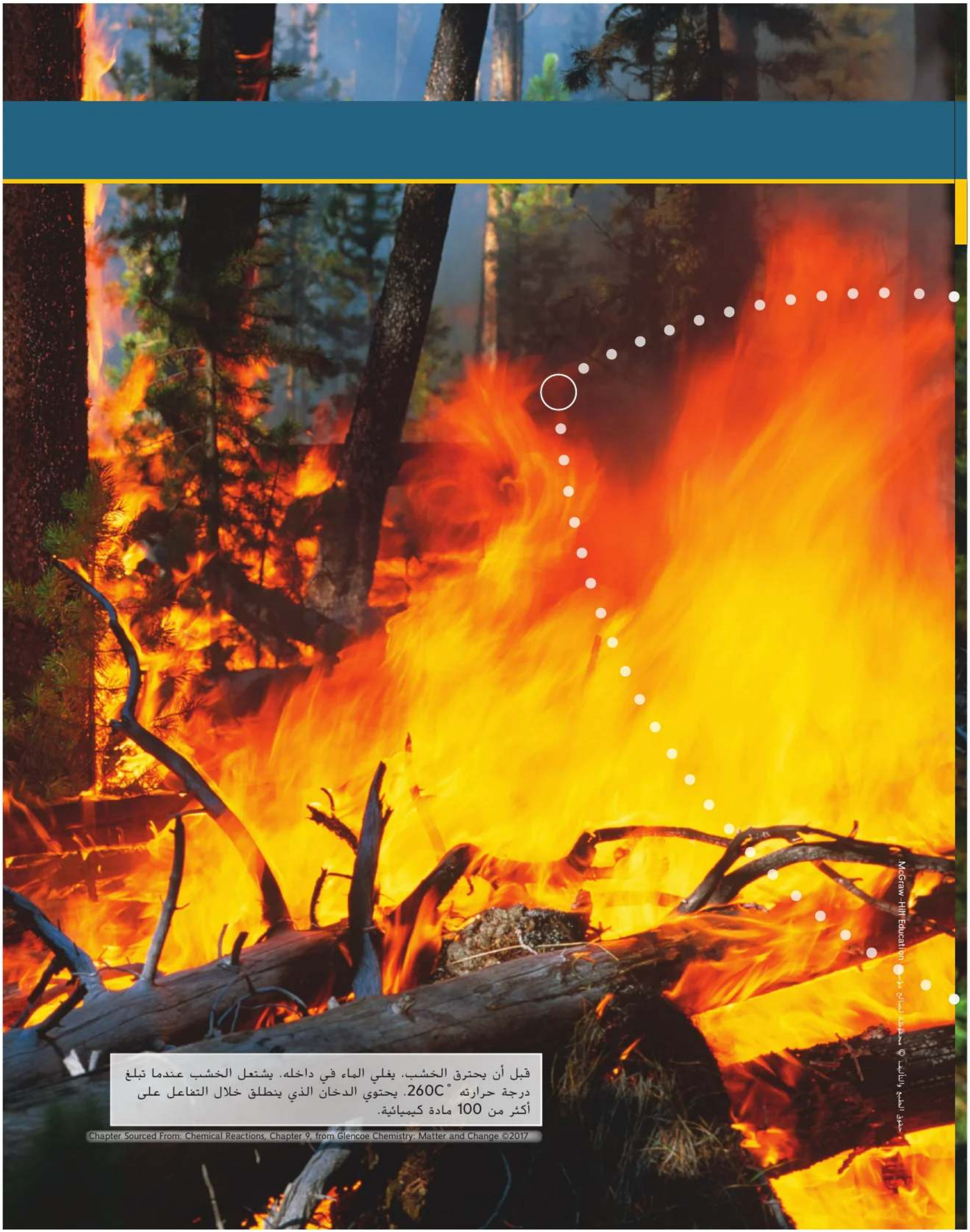
ثمّة طرائق مختلفة لمعرفة أن تفاعلًا كيميائيًا قد حدث، من بينها التغير في درجة الحرارة والتغير في اللون وتكوّن غاز أو مادة صلبة. في هذه التجربة، ستلاحظ دليلًا على حدوث تغير كيميائي.

مطويات® منظم الدراسة

التفاعلات الكيميائية

أنشئ مطوية خريطة مفاهيم، وضع التسميات كما هو مبيّن. استخدمها لمساعدتك في تنظيم المعلومات المتعلقة بطريقة تصنيف التفاعلات الكيميائية.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.



قبل أن يحترق الخشب، يغلي الماء في داخله. يشتعل الخشب عندما تبلغ درجة حرارته $260C^{\circ}$. يحتوي الدخان الذي ينطلق خلال التفاعل على أكثر من 100 مادة كيميائية.

Chapter Sourced From: Chemical Reactions, Chapter 9, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

القسم 1

التفاعلات والمعادلات

الفكرة الرئيسة تُمثّل التفاعلات الكيميائية بمعادلات كيميائية موزونة.

الأسئلة الرئيسة

- ما الدليل على حدوث تغير كيميائي؟
- كيف تُمثّل التفاعلات الكيميائية؟
- لماذا يتوجّب وزن المعادلات الكيميائية وكيف يمكن تحقيق ذلك؟

مفردات للمراجعة

التغير الكيميائي chemical change : عملية تشمل تغير مادة واحدة أو أكثر إلى مادة جديدة

مفردات جديدة

التفاعل الكيميائي chemical reaction

المتفاعل reactant

الناتج product

المعادلة الكيميائية chemical equation

المعامل coefficient

الكيمياء في حياتك

عندما تشتري الموز من متجر البقالة، قد يكون لونه أخضر. خلال بضعة أيام، يتحول لونه إلى الأصفر. هذا التغير في اللون هو إحدى الطرائق التي تمكنك من معرفة أن تفاعلًا كيميائيًا قد حدث.

التفاعلات الكيميائية

هل تعلم أن الطعام الذي تتناوله والأنسجة في ملابسك والبلاستيك في أقراصك المضغوطة تشترك في شيء ما؟ ينتج الطعام والأنسجة والبلاستيك عندما يعاد ترتيب الذرات في المواد لتكوين مواد جديدة. لقد أعيد ترتيب الذرات خلال حريق الغابات الظاهر في الصورة في بداية الوحدة. وأعيد ترتيبها أيضًا عندما ألقيت قرصًا فوارًا في وعاء يحتوي على ماء وكاشف خلال التجربة الاستهلالية.

العملية التي يعاد فيها ترتيب الذرات في مادة أو أكثر لتكوين مواد مختلفة تسمى **التفاعل الكيميائي**. التفاعل الكيميائي هو تسمية أخرى للتغير الكيميائي الذي قرأت عنه في السابق. تؤثر التفاعلات الكيميائية على كل جزء من حياتك. فهي تحلل طعامك وتنتج الطاقة التي تحتاج إليها كي تحيا. كذلك، تحدث تفاعلات كيميائية داخل محركات السيارات والحافلات، فتزودها بالطاقة كي تعمل. ومن خلالها، تُنتَج الأنسجة مثل القطن والصوف، في النباتات والحيوانات. أمّا في المعامل فهي تُنتج الأنسجة الصناعية مثل النايلون المبين في **الشكل 1**.

الدليل على حدوث تفاعل كيميائي كيف تستطيع معرفة أن تفاعلًا كيميائيًا قد حدث؟ رغم أنه من الصعب اكتشاف حدوث بعض التفاعلات الكيميائية، إلا أن الكثير من التفاعلات تعطينا أدلة على حدوث هذه التفاعلات. التغير في درجة الحرارة يمكن أن يشير إلى حدوث تفاعل كيميائي. ثمة العديد من التفاعلات، كتلك التي تحدث خلال إحتراق الخشب، تطلق طاقة في صورة حرارة وضوء، في حين أنّ تفاعلات أخرى تمتصّ حرارة أثناء حدوثها.

الشكل 1 عندما يتفاعل ثاني كلوريد الأديبيل في وجود ثنائي كلوروميثان مع ثنائي أمينو هكسان، يتكون النايلون. يُستعمل النايلون في الكثير من المنتجات، منها صناعة السجاد والملابس والمعدات الرياضية والإطارات.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

■ **الشكل 2** تبين كل من هذه الصور دليلًا على حدوث تفاعلًا كيميائيًا.

صِف الدليل الوارد في كل من الصورتين والذي يشير إلى أن تفاعلًا كيميائيًا قد حدث.

بالإضافة إلى التغير في درجة الحرارة، قد تشير بعض الأدلة الأخرى إلى أن تفاعلًا كيميائيًا قد حدث. أحد الأدلة على حدوث تفاعل كيميائي هو تغير اللون. فربما لاحظت مثلًا أن لون بعض المسامير التي تُركت في الخارج يتغير من الفضي إلى البرتقالي المائل إلى البني في وقت قصير. تغير اللون دليل على حدوث تفاعل كيميائي بين الحديد في المسمار والأكسجين الموجود في الهواء. كما إن تغيّر لون الموزة، من الأخضر إلى الأصفر يعدّ دليلًا على أن تفاعلًا كيميائيًا قد حدث. الرائحة وتصاعد الغاز وتكوّن مادة صلبة هي أدلة أخرى على حدوث تغير كيميائي. تظهر كل من الصور الموجودة في **الشكل 2** أدلة على حدوث تفاعل كيميائي.

تمثيل التفاعلات الكيميائية

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 لتنتج أو تعطي. تُكتب المتفاعلات على الجهة اليسرى من السهم وتُكتب النواتج على الجهة اليمنى من السهم. عندما يكون لدينا متفاعلَين أو أكثر، أو عندما يكون لدينا ناتجَين أو أكثر، نضع إشارة الجمع للفصل بين المتفاعلات أو النواتج. الصيغة أدناه توضح عناصر كتابة المعادلة.

الناتج 2+ الناتج 1 ⟶ المتفاعل 2 + المتفاعل 1

في المعادلات، نستعمل الرموز لإظهار الحالات الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج. يمكن أن تتواجد المتفاعلات والنواتج في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية أو الذائبة في الماء (محلول مائي). من المهم إظهار الحالات الفيزيائية للمتفاعلات والنواتج في التفاعل لأن الحالات الفيزيائية تعطينا دلائل على كيفية حدوث التفاعل. بعض الرموز الأساسية التي تُستعمل في المعادلات مبينة في **الجدول 1**.

الجدول 1 الرموز المستخدمة في المعادلات

الرمز	الغرض
+	تفصل بين متفاعلين أو أكثر أو ناتجين أو أكثر
⟶	تفصل المتفاعلات عن النواتج
⇌	تفصل المتفاعلات عن النواتج وتدل على أن التفاعل انعكاسي.
(s)	تحدد حالة صلبة
(l)	تحدد حالة سائلة
(g)	تحدد حالة غازية
(aq)	تحدد محلولًا مائيًا

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

■ **الشكل 3** الكيمياء، كغيرها من فروع المعرفة، لديها لغة خاصة تسمح بتبادل معلومات معينة بشكل موحّد. يمكن أن يوصف التفاعل بين الألمنيوم والبروم باستخدام معادلة بالكلمات أو معادلة بالصيغ أو معادلة كيميائية موزونة.

المعادلات بالكلمات يمكنك استخدام عبارات تسمى "معادلات بالكلمات" للإشارة إلى المتفاعلات والنواتج في التفاعلات الكيميائية. تصف المعادلة بالكلمات أدناه التفاعل بين الألمنيوم (Al) والبروم (Br). كما يظهر في **الشكل 3**. الألمنيوم جسم صلب والبروم سائل. إنّ السحابة ذات اللون الأحمر المائل إلى البنّي، الظاهرة في الصورة، هي البروم الفائض. كما إنّ الجسيمات الصلبة المترسبة في قعر الإناء الزجاجي، هي ناتج هذا التفاعل، بروميد الألمنيوم ($AlBr_3$).

الناتج 1 ← المتفاعل2 + المتفاعل 1

بروميد الألمنيوم الصلب ← بروم سائل + ألمنيوم صلب

تُقرأ هذه المعادلة بالكلمات كالتالي: يتفاعل الألمنيوم الصلب مع البروم السائل لينتج بروميد الألمنيوم الصلب.

المعادلات بالصيغ بالرغم من أن المعادلات بالكلمات تساعد على وصف التفاعلات الكيميائية، إلا أنها تفتقر إلى معلومات هامة. تستعمل المعادلات بالصيغ الصيغ الكيميائية بدلًا من الكلمات لتحديد المتفاعلات والنواتج. مثلًا، المعادلة بالصيغ للتفاعل بين الألمنيوم والبروم تستعمل صيغ الألمنيوم والبروم وبروميد الألمنيوم عوضًا عن الكلمات.

$$Al(s) + Br_2(l) \rightarrow AlBr_3(s)$$

كيف تكتب المعادلة بالصيغ التي تصف التفاعل بين الكربون والكبريت لتكوين ثاني كبريتيد الكربون؟ الكربون والكبريت عنصران في الحالة الصلبة. أولًا، اكتب الصيغ الكيميائية للمتفاعلين الموجودين على يسار السهم. ثم افصل بينهما بإشارة الجمع وحدد حالتهما الفيزيائية.

$$C(s) + S(s) \rightarrow$$

أخيرًا، اكتب الصيغة الكيميائية للناتج، ثاني كبريتيد الكربون السائل على يمين السهم وحدد الحالة الفيزيائية. النتيجة هي المعادلة بالصيغ للتفاعل.

$$C(s) + S(s) \rightarrow CS_2(l)$$

تشير هذه المعادلة إلى أنّ الكربون في الحالة الصلبة يتفاعل مع الكبريت في الحالة الصلبة لينتجا ثاني كبريتيد الكربون في الحالة السائلة.

المفردات

مفردات علمية

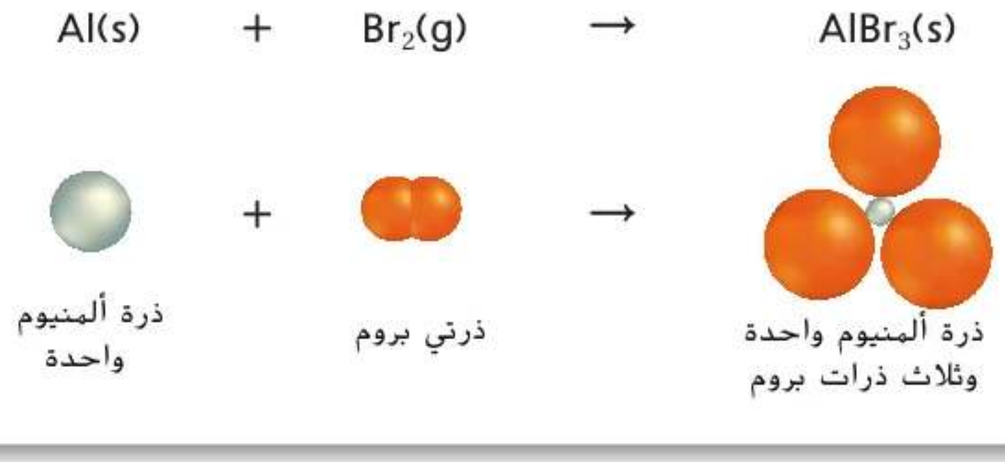
الصيغة
تعبير ينطوي على رموز كيميائية لتمثيل تفاعل كيميائي. الصيغة الكيميائية للماء هي H_2O.

تطبيقات

اكتب معادلات بالصيغ لكل من التفاعلات التالية:

1. يتفاعل غاز الهيدروجين وغاز البروم لينتجا غاز بروميد الهيدروجين.
2. عندما يتفاعل غار أول أكسيد الكربون مع غاز الأكسجين، يتكون غار ثاني أكسيد الكربون.
3. **تحدي** اكتب المعادلة بالكلمات والمعادلة بالصيغ للتفاعل التالي: عندما تُسخّن كلورات البوتاسيوم الصلبة تُنتج كلوريد البوتاسيوم الصلب وغاز الأكسجين.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.



■ **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 والناتجة عنه. عد إلى **الجدول R–1** في كتيّب موارد الطالب لمعرفة دلالة لون الذرات.

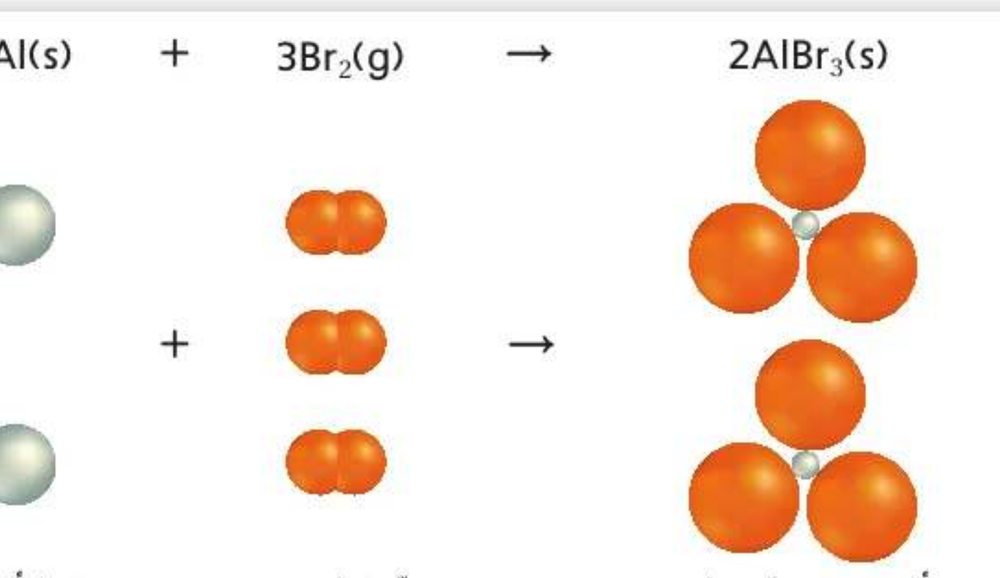
المعادلات الكيميائية شأنها شأن المعادلات بالكلمات، تفتقر المعادلات بالصيغ إلى بعض المعلومات عن التفاعلات. تذكر أن قانون حفظ الكتلة ينص على أن الكتلة لا تُستحدث ولا تفنى خلال التغيّر الكيميائي. وبالتالي يجب أن تبين المعادلات الكيميائية أن المادة تُحفظ خلال التفاعل وهذا ما لا تبيّنه المعادلة بالصيغ.

انظر إلى **الشكل 4**. تُظهر المعادلة بالصيغ للتفاعل بين الألمنيوم والبروم أن ذرة واحدة من الألمنيوم تتفاعل مع ذرتين من البروم لإنتاج مادة تحتوي على ذرة واحدة من الألمنيوم وثلاث ذرات من البروم. هل استُحدثت ذرة بروم في التفاعل؟ لا يمكن للذرات أن تُستحدث خلال التفاعلات الكيميائية، وكي نبين ما حدث بدقة، نحتاج إلى المزيد من المعلومات.

ولتمثيل تفاعل كيميائي في معادلة بدقة، يجب أن تظهر المعادلة أن 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.

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.

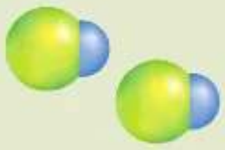


■ **الشكل 5** في المعادلة الكيميائية الموزونة، يكون عدد الجسيمات في جهة المتفاعلات من المعادلة مساويًا عدد الجسيمات في جهة النواتج من المعادلة. في هذه الحالة، نحتاج إلى ذرتي ألمنيوم وست ذرات من البروم في كلا جانبي المعادلة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

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).

الجدول 2 خطوات لوزن المعادلات

الخطوة	العملية	مثال
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. أوضِح الحالات الفيزيائية لجميع المتفاعلات والنواتج.	$HCl(g) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g)$ ذرة هيدروجين واحدة وذرة كلور واحدة — ذرتيّ كلور — ذرتا هيدروجين
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 ذرتيّ كلور.	$H_2 + Cl_2 \rightarrow$ ذرتا H و ذرتا Cl
3	احسب عدد ذرات العناصر في النواتج. ذرة واحدة من الهيدروجين وذرة واحدة من الكلور قد نتجتا.	HCl ذرة H + ذرة Cl
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.	$2HCl \rightarrow Cl_2 + H_2$ ذرتا H + ذرتا Cl — ذرتا Cl — ذرتا H  ذرتا هيدروجين وذرتا كلور — ذرتا كلور — ذرتا هيدروجين
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.	$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$ 1:1:2 1 H_2 إلى 1 Cl_2 إلى 2 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 Cl — ذرتا H ثمة ذرتا هيدروجين وذرتا كلور في كلا طرفي المعادلة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

مثال 1

كتابة معادلة كيميائية موزونة اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل محلولي هيدروكسيد الصوديوم وبروميد الكالسيوم الذي يُنتِج 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.

$$NaOH(aq) + CaBr_2(aq) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + NaBr(aq)$$

1 Na, 1 O, 1 H, 1 Ca, 2 Br	احسب عدد ذرات كل عنصر في المتفاعلات.
1 Na, 2 O, 2 H, 1 Ca, 1 Br	احسب عدد ذرات كل عنصر في النواتج.
$2NaOH + CaBr_2 \rightarrow Ca(OH)_2 + NaBr$	أدخل المعامل 2 قبل NaOH لوزن أيونات الهيدروكسيد.
$2NaOH + CaBr_2 \rightarrow Ca(OH)_2 + 2NaBr$	أدخل المعامل 2 قبل NaBr لوزن ذرات Na و Br.
نسبة المعاملات هي 2:1:1:2	اكتب المعاملات في أصغر نسبة ممكنة.
المتفاعلات: 2Na, 2OH, 1Ca, 2Br النواتج: 2Na, 2OH, 1Ca, 2Br.	تحقق كي تتأكد من أن عدد ذرات كل عنصر متساوٍ في كلا طرفي المعادلة.

3. تقييم الإجابة

الصيغ الكيميائية لجميع المواد مكتوبة بالشكل الصحيح. عدد الذرات في كل عنصر متساوٍ في كلا طرفي المعادلة. المعاملات مكتوبة في أصغر نسبة ممكنة. المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل هي

$$2NaOH(aq) + CaBr_2(aq) \rightarrow Ca(OH)_2(s) + 2NaBr(aq)$$

تطبيقات

اكتب المعادلات الكيميائية لكل من التفاعلات التالية:

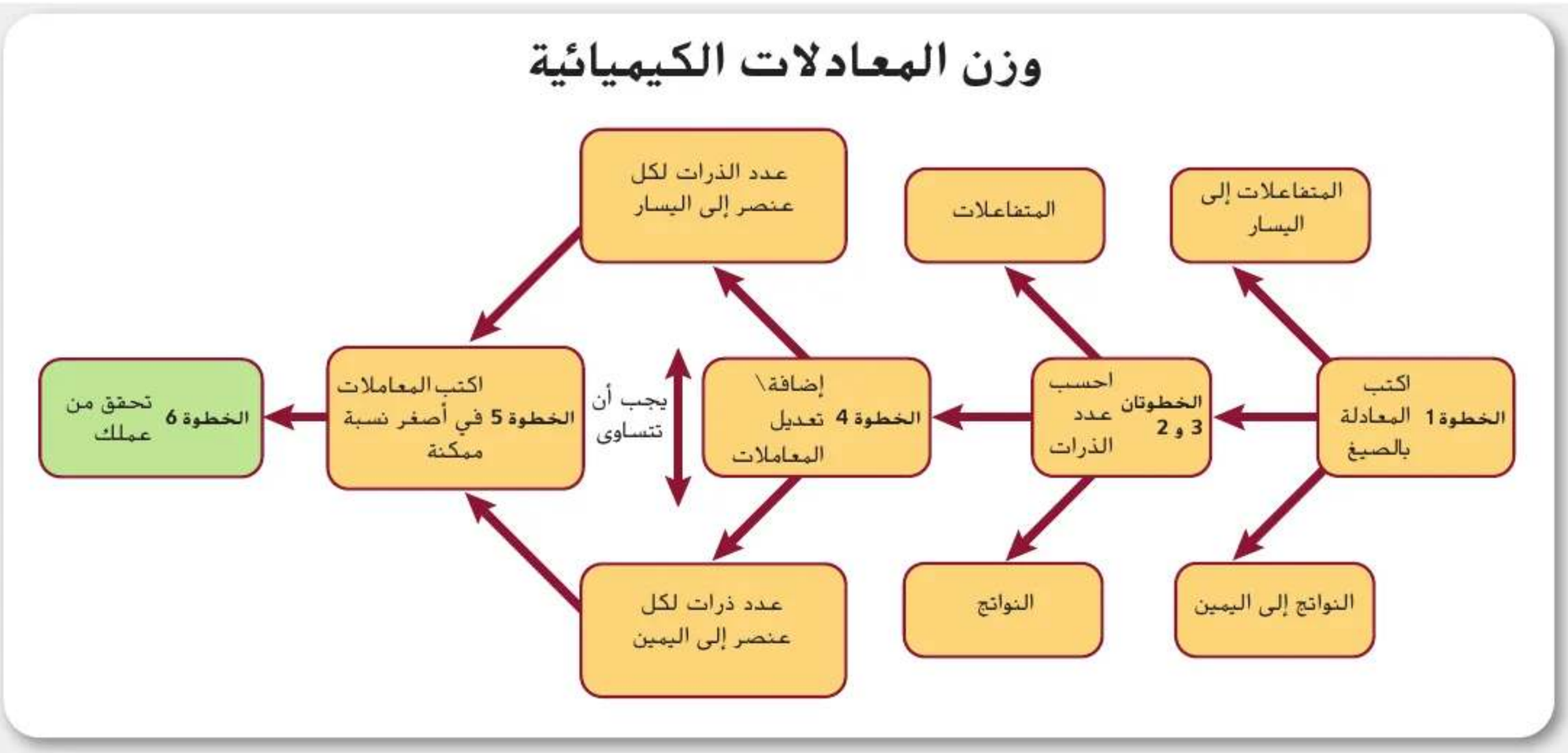
4. يتفاعل محلول كلوريد الحديد(III) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم لينتجا هيدروكسيد الحديد(III) الصلب ومحلول كلوريد الصوديوم.
5. يتفاعل ثاني كبريتيد الكربون السائل مع غاز الأكسجين منتجًا غاز ثاني أكسيد الكربون وغاز ثاني أكسيد الكبريت.
6. **تحدي** عند وضع قطعة من فلز خارصين في محلول من حمض الكبريتيك. يُنتِج هذا التفاعل غازًا ومحلولًا من كبريتات الخارصين.

الكيمياء في الحياة اليومية

هيدروكسيد الكالسيوم

أحواض السمك المرجانية يستعمل محلول هيدروكسيد الكالسيوم في أحواض السمك المرجانية لتوفير الكالسيوم للحيوانات مثل الحلزون والمرجان. يتفاعل هيدروكسيد الكالسيوم مع ثاني أكسيد الكربون في الماء لإنتاج أيونات الكالسيوم والبيكربونات. تستخدم حيوانات الشعاب المرجانية الكالسيوم لإنشاء القواقع وأجهزتها الهيكلية الصلبة.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.



■ **الشكل 6** إن قدرتك على وزن المعادلات الكيميائية أمر غاية في الأهمية في دراستك لمادة الكيمياء. استعن بهذا المخطط لمساعدتك في إتقان مهارتك. لاحظ أن الخطوات المرقمة تتطابق مع الخطوات الواردة في **الجدول 2**.

تحقيق قانون حفظ الكتلة يعد قانون حفظ الكتلة الذي رأيته سابقًا من المفاهيم الأساسية في الكيمياء على الأرجح. فجميع التفاعلات الكيميائية تتبع القانون الذي ينص على أن المادة لا تُستحدَث ولا تفنى. 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** يلخّص 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.

القسم 1 مراجعة

مُلخّص القسم

- تشكل بعض التغيرات الفيزيائية أدلة على حدوث تفاعل كيميائي.
- تمنحنا المعادلات بالكلمات والمعادلات بالصيغ معلومات هامة عن التفاعلات الكيميائية.
- تُظهِر المعادلات الكيميائية ماهية المتفاعلات والنواتج المشاركة في التفاعل الكيميائي وكمياتها النسبية.
- يتضمّن وزن المعادلة تعديل المعاملات إلى أن يتساوى عدد ذرات كل عنصر في كلا طرفي المعادلة.

7. **الفكرة الرئيسة وضّح** لماذا يعدّ وزن المعادلات الكيميائية أمرًا هامًا.
8. **اذكر** ثلاثة أنواع من الأدلة الفيزيائية التي تشير إلى حدوث تفاعل كيميائي.
9. **قارن وقابل** المعادلات بالصيغ مع المعادلات الكيميائية.
10. **فسّر** لماذا يعد اختصار المعاملات في المعادلات الموزونة إلى أصغر نسبة عددية صحيحة ممكنة أمرًا هامًا.
11. **حلّل** عندما تعمل على وزن معادلة كيميائية، هل تستطيع تعديل العدد السفلي في الصيغة الكيميائية؟ فسّر.
12. **قوّم** هل المعادلة التالية موزونة؟ إذا لم تكن موزونة، قم بتصحيح المعاملات من أجل موازنتها.

$$2K_2CrO_4(aq) + Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow 2KNO_3(aq) + PbCrO_4(s)$$

13. **قيّم** يتفاعل حمض الفوسفوريك مع محلول هيدروكسيد الكالسيوم لتكوين فوسفات الكالسيوم الصلب والماء. اكتب معادلة كيميائية موزونة لهذا التفاعل.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

القسم 2

تصنيف التفاعلات الكيميائية

الفكرة الرئيسة ثمّة أربعة أنواع من التفاعلات الكيميائية: تفاعلات التكوين (الاتحاد) والاحتراق والتفكك والإستبدال.

الأسئلة الرئيسة

- كيف تصنف التفاعلات الكيميائية؟
- ما خصائص الأنواع المختلفة للتفاعلات الكيميائية؟

مفردات للمراجعة

الفلز metal: عنصر في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة، وموصل جيد للحرارة والكهرباء، وهو بشكل عام، لامع.

مفردات جديدة

تفاعل التكوين synthesis reaction
تفاعل الاحتراق combustion *reaction*
تفاعل التفكك decomposition reaction
تفاعل استبدال أحادي single-replacement reaction
تفاعل استبدال مزدوج double-replacement reaction
راسب precipitate

الكيمياء في حياتك

قد تقضي وقتًا طويلًا في محاولتك إيجاد رواية ما في مكتبة غير منظمة. تصنف المكتبات الكتب في فئات مختلفة لتسهيل عملية البحث عنها. التفاعلات الكيميائية أيضًا تصنّف وتنظَّم في فئات مختلفة.

أنواع التفاعلات الكيميائية

يعمد الكيميائيون إلى تصنيف التفاعلات الكيميائية بهدف تنظيم التفاعلات الكثيرة التي تحدث بصورة يومية. إنّ معرفة فئات التفاعلات الكيميائية بإمكانها مساعدتك في فهمها وتذكرها. بإمكانها مساعدتك أيضًا في تمييز أنماط، وتوقع نواتج، الكثير من التفاعلات الكيميائية. إنّ إحدى الطرق التي يصنف بها الكيميائيون التفاعلات هي التمييز بين أنواعها الأربعة وهي: تفاعلات التكوين وتفاعلات الاحتراق وتفاعلات التفكّك وتفاعلات الاستبدال. يندرج بعض التفاعلات تحت أكثر من نوع واحد من هذه الأنواع.

تفاعلات التكوين

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

$$A + B \rightarrow AB$$

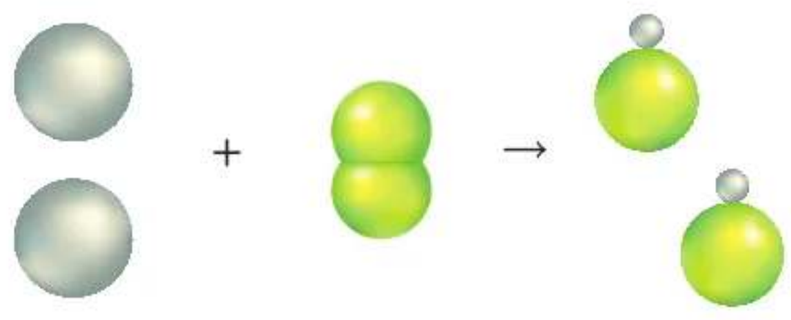
عندما يتفاعل عنصران، يكون التفاعل دائمًا تفاعل تكوين.

من الممكن أيضًا أن يتّحد مركّبان لتكوين مركّب واحد. فعلى سبيل المثال، التفاعل بين أكسيد الكالسيوم (CaO) والماء (H_2O) لتكوين هيدروكسيد الكالسيوم ($Ca(OH)_2$) هو تفاعل تكوين.

$$CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$$

ثمّة نوع آخر من تفاعلات التكوين يشمل التفاعل بين مركب وعنصر، كما يحدث عندما يتفاعل غاز ثاني أكسيد الكبريت (SO_2) مع غاز الأكسجين (O_2) لتكوين ثالث أكسيد الكبريت (SO_3).

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$$



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

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

■ **الشكل 8** إنّ الضوء الذي تنتجه الألعاب النارية هو نتيجة لتفاعل احتراق بين الأكسجين وأنواع مختلفة من الفلزات.

المفردات

أصل الكلمة

الاحتراق

اشتُقّ المعنى الانكليزي لها *combustion* من الكلمة اللاتينية *comburere* التي تعني يحترق

تفاعلات الاحتراق

يمكن أن يصنّف تفاعل التكوين بين ثاني أكسيد الكبريت والأكسجين على أنه تفاعل احتراق. في **تفاعل الاحتراق**، أيضًا، مثل ذلك المبين في **الشكل 8** يتّحد الأكسجين مع إحدى المواد مُطلِقًا طاقة في صورة حرارة وضوء. يمكن أن يتّحد الأكسجين مع الكثير من المواد المختلفة بهذه الطريقة، ما يجعل تفاعلات الاحتراق شائعة الحدوث. لمعرفة المزيد عن اكتشاف التفاعل الكيميائي للاحتراق والتفاعلات الأخرى، انظر إلى **الشكل 9**.

يحدث تفاعل الاحتراق بين الهيدروجين والأكسجين عندما يُسخن الهيدروجين كما هو مبيّن في **الشكل 10**. يتكوّن الماء خلال التفاعل، وتنطلق كمية كبيرة من الطاقة. ثمّة تفاعل احتراق مهم يحدث عند إشعال الفحم لإنتاج الطاقة. يسمى الفحم "وقودًا أحفوريًا" لأنه يحتوي على بقايا النباتات التي كانت حية منذ زمن بعيد، وهو يتكون بشكل أساسي من عنصر الكربون. إنّ محطات توليد الكهرباء التي تعمل باحتراق الفحم، تولّد الطاقة الكهربائية في مناطق كثيرة من العالم. إنّ التفاعل الرئيس الذي يحدث في هذه المحطات يتمّ بين الكربون والأكسجين.

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

■ **الشكل 9**

تفاعلات كيميائية من الحياة اليومية

لقد سعى البشر على مر التاريخ إلى فهم الطاقة الناتجة عن التفاعلات الكيميائية وتطبيقها لحل المشكلات.

1635 افتُتح أول مصنع كيميائي أمريكي في "بوسطن". تتضمن منتجاته الملح الصخري وهو أحد مركبات البارود، والشبّة وهي مركب كيميائي يستعمل في صباغة جلود الحيوانات.

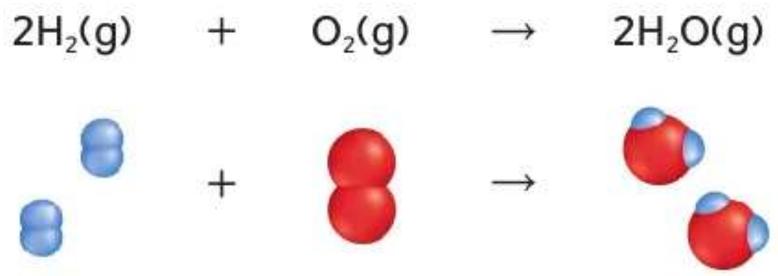
1775 أوضح العالم "أنطوان لافوازييه" أن الاحتراق هو تفاعل كيميائي طارد للحرارة يشمل الأكسجين.

سيركا 1800 أدّت التجارب على النباتات إلى اكتشاف المعادلة الكيميائية الموزونة لعملية البناء الضوئي.

1885 تم اختراع محرك الاحتراق الداخلي، وأصبح لاحقًا النموذج الأولي للمحرك العصري الذي يعمل بالوقود.

1910–1909 طوّر الكيميائيان "فريتز هابر" و "كارل بوش" عملية "هابر-بوش" لتصنيع النشادر.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 10** خلال تفاعل الاحتراق بين الأكسجين والهيدروجين، يتكوّن الماء.
حلِّل لماذا يعد هذا التفاعل الكيميائي تفاعل تكوين وتفاعل احتراق في آن واحد؟

لاحظ أن تفاعلات الاحتراق التي تمّ ذكرها هي أيضًا تفاعلات تكوين. لكنّ تفاعلات الاحتراق ليست جميعها تفاعلات تكوين. فعلى سبيل المثال، فتفاعل غاز الميثان (CH_4) مع الأكسجين هو تفاعل احتراق وتنتج عنه أكثر من مادة.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

إنّ الميثان الذي ينتمي إلى مجموعة من المواد تسمى "الهيدروكربونات"، هو المركّب الرئيس في الغاز الطبيعي. إنّ جميع المركّبات الهيدروكربونية تحتوي على الكربون والهيدروجين وتحترق مع الأكسجين، لينتجا ثاني أكسيد الكربون والماء. ستتعلم المزيد عن المركّبات الهيدروكربونية في وحدة لاحقة.

تطبيقات

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.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

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

تفاعلات التفكك

بعض التفاعلات الكيميائية تعاكس تفاعلات التكوين. تصنف هذه التفاعلات على أنها تفاعلات تفكك. إنّ **تفاعلات التفكك** تفاعلات يتفكك فيها مركّب واحد إلى عنصرين أو أكثر أو إلى مركّبات جديدة. عمومًا، يمكن لتفاعلات التفكك أن تُمثَّل كما يلي.

$$AB \rightarrow A + B$$

المطويات

ادمج معلومات من هذا القسم في مطويتك.

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

$$NH_4NO_3(s) \rightarrow N_2O(g) + 2H_2O(g)$$

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

يبيّن **الشكل 11** نتيجة تفاعل تفكّك 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.

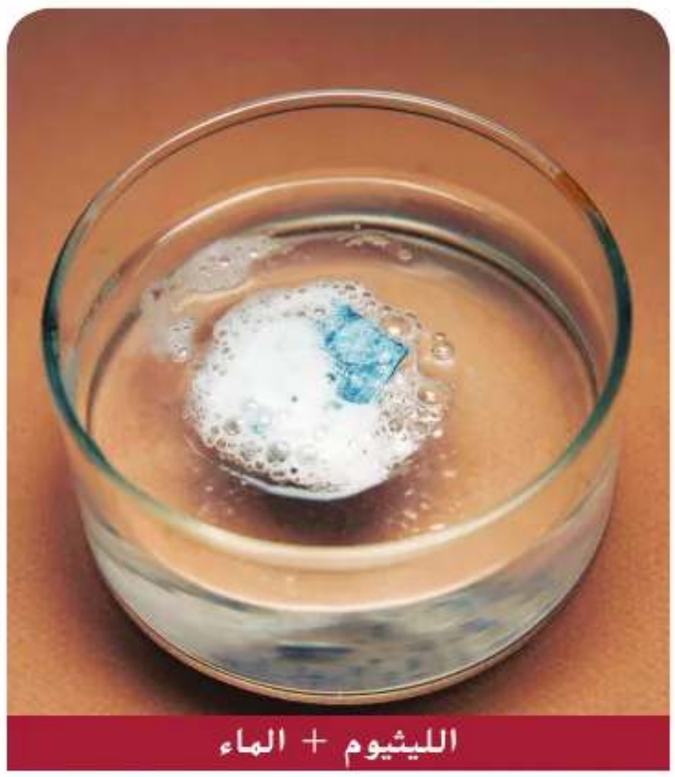
$$2NaN_3(s) \rightarrow 2Na(s) + 3N_2(g)$$

تطبيقات

اكتب المعادلات الكيميائية لتفاعلات التفكك التالية:

18. يتفكك مصهور أكسيد الألمنيوم عندما تمر الكهرباء عبره.
19. يتفكك هيدروكسيد النيكل الصلب (II) ليُنتِج أكسيد النيكل الصلب (II) والماء.
20. **تحدي** إن تسخين كربونات الصوديوم الهيدروجينية الصلبة يُنتِج محلول كربونات الصوديوم والماء و غاز ثاني أكسيد الكربون.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education


الليثيوم + الماء

النحاس + نيترات الفضة

■ **الشكل 12** في تفاعل الاستبدال الأحادي، تحل ذرات أحد العناصر محل ذرات عنصر آخر في المركّب.

تفاعلات الاستبدال

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

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

$$2Li(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2LiOH(aq) + H_2(g)$$

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

$$A + BX \rightarrow AX + B$$

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

$$Cu(s) + 2AgNO_3(aq) \rightarrow 2Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq)$$

لا يحل فلز محل فلز آخر دائمًا في مركب ذائب في الماء، لأن الفلزات تختلف في درجة نشاطها الكيميائي. النشاط الكيميائي هو القدرة على التفاعل مع مادة أخرى. يبيّن **الشكل 13** سلسلة النشاط الكيميائي لبعض الفلزات. تُظهِر هذه السلسلة الفلزات مرتَّبة بحسب نشاطها مع الفلزات الأخرى. تُستخدم تفاعلات الاستبدال الأحادي لتحديد موقع فلز ما في السلسلة. تقع الفلزات الأكثر نشاطًا في أعلى السلسلة. أما الفلزات الأقل نشاطًا فتقع في الأسفل. على نحوٍ مماثل، فإن النشاط الكيميائي لكل هالوجين قد تم تحديده وإدراجه في السلسلة كما هو مبيّن في **الشكل 13**.

■ **الشكل 13** إنّ سلسلة النشاط الكيميائي للفلزات وللهالوجينات المبينة هنا تعد أداة مفيدة لتحديد ما إذا كان تفاعل كيميائي سيتمّ وتحديد نتيجة تفاعل استبدال أحادي ما.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

يمكنك الاستعانة بسلسلة النشاط الكيميائي لتوقع ما إذا كانت تفاعلات معيّنة ستحدث أم لا. يمكن أن يحلّ فلز محدد محل أي فلز يقع تحته في السلسلة عندما يكون ضمن مركّب، بينما لا يمكنه أن يحلّ محل أي فلز يقع فوقه في السلسلة. فعلى سبيل المثال، تحلّ ذرات النحاس محل ذرات الفضة في محلول نيترات الفضة. ولكن إذا وضعت سلكًا من الفضة في محلول نيترات النحاس(II)، فلن تحل ذرات الفضة محل ذرات النحاس. يقع الفضة تحت النحاس في سلسلة النشاط الكيميائي، لذا لن يحدث التفاعل. تُستخدم الأحرف NR (no reaction أي لا تفاعل) في العادة للإشارة إلى أن التفاعل لن يحدث.

$$Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq) \rightarrow NR$$

اللافلز يحلّ محل اللافلز ثمّة نوع ثالث من تفاعلات الاستبدال الأحادي يتضمن استبدال لافلز بلافلز آخر في المركب. غالبًا ما تكون الهالوجينات مشاركة في هذه التفاعلات. تظهر الهالوجينات مستويات نشاط مختلفة في تفاعلات الاستبدال الأحادي، شأنها في ذلك شأن الفلزات. إن النشاط الكيميائي للهالوجينات الذي تحدده تفاعلات الاستبدال الأحادي مبين أيضًا في **الشكل 13**. إنّ أكثر الهالوجينات نشاطًا هو الفلور، وأقل الهالوجينات نشاطًا هو اليود. يحلّ الهالوجين الأكثر نشاطًا محل الهالوجين الأقل نشاطًا عندما يكون الأخير جزءًا من مركّب ذائب في الماء. على سبيل المثال، يحل الفلور محل البروم في ماء يحتوي بروميد الصوديوم الذائب. لكن البروم لا يحلّ محل الفلور في ماء يحتوي فلوريد الصوديوم الذائب.

$$F_2(g) + 2NaBr(aq) \rightarrow 2NaF(aq) + Br_2(l)$$
$$Br_2(g) + 2NaF(aq) \rightarrow NR$$

☑ **التأكد من فهم النص** **وضّح** آلية عمل تفاعلات الاستبدال الأحادي.

مختبر حلّ المشكلات

تحليل الاتجاهات السائدة

كيف تستطيع تفسير النشاط الكيميائي للهالوجينات؟ يشير موقع جميع الهالوجينات في المجموعة 17 ضمن الجدول الدوري أن لدى الهالوجينات خصائص مشتركة. جميع الهالوجينات هي في الواقع من اللافلزات وتحتوي على سبعة إلكترونات في مستوياتها الخارجية الأبعد. إلا أن لكلّ هالوجين خصائصه، مثل القدرة على التفاعل مع المواد الأخرى.

التحليل

تفحّص جدول البيانات المرافق. يتضمن بيانات عن أنصاف الأقطار الذرية وطاقات التأيّن والسالبية الكهربائية للهالوجينات.

التفكير الناقد

1. **أنشئ رسمًا بيانيًا** استخدم المعلومات الموجودة في جدول البيانات لإنشاء ثلاثة رسوم بيانية خطية.
2. **صِف** كلّ الاتجاهات الدورية التي تحددها من البيانات.

خصائص الهالوجينات

هالوجين	نصف القطر الذري (pm)	طاقة التأين (kJ/mol)	السالبية الكهربائية
الفلور	72	1681	3.98
الكلور	100	1251	3.16
البروم	114	1140	2.96
اليود	133	1008	2.66
الأستاتين	140	920	2.2

3. **اربط** الاتجاهات الدورية التي تحددها بين الهالوجينات بسلسلة النشاط الكيميائي للهالوجينات المبينة في **الشكل 13**.
4. **توقَّع** موقع عنصر الأستاتين في سلسلة النشاط الكيميائي للهالوجينات. فسر إجابتك.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

مثال 2

تفاعلات الاستبدال الأحادي توقع النواتج التي ستحصل عليها عندما تتّحد 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. إستعِن **بالشكل 13**، لتحدد أولًا 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

$$Fe(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow FeSO_4(aq) + Cu(s)$$

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

$$Br_2(l) + MgCl_2(aq) \rightarrow NR$$

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

$$Mg(s) + AlCl_3(aq) \rightarrow Al(s) + MgCl_2(aq)$$

هذه المعادلة غير موزونة. المعادلة الموزونة هي

$$3Mg(s) + 2AlCl_3(aq) \rightarrow 2Al(s) + 3MgCl_2(aq)$$

3 تقييم الإجابة

تدعم سلسلة النشاط الكيميائي المبينة في **الشكل 13** توقع حدوث التفاعلات. إنّ المعادلات الكيميائية موزونة لأن عدد الذرات في كل مادة متساوٍ في كل طرف من أطراف المعادلة.

تطبيقات

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

21. $K(s) + ZnCl_2(aq) \rightarrow$

22. $Cl_2(g) + HF(aq) \rightarrow$

23. $Fe(s) + Na_3PO_4(aq) \rightarrow$

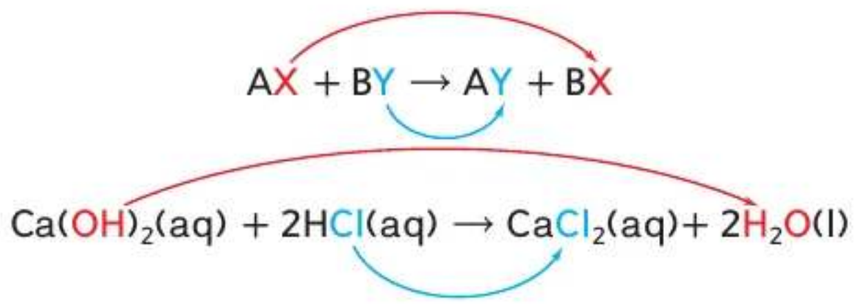
24. $Al(s) + Pb(NO_3)_2(aq) \rightarrow$

الكيمياء في الحياة اليومية

تفاعلات الاستبدال الأحادي

الطلاء بالخارصين تغطى الأدوات المصنوعة من الفولاذ غالبًا بطبقة من الخارصين لمنع تآكلها. الخارصين أكثر نشاطًا كيميائيًا من الحديد الموجود في الفولاذ. .

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education



■ **الشكل 14** إن الترميز اللوني في المعادلة العامة لتفاعل استبدال مزدوج، وفي معادلة التفاعل بين هيدروكسيد الكالسيوم وحمض الهيدروكلوريك الماء، يُظهِر 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 تمثلان 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.

$$Ca(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

المكوّنات الأيونية للتفاعل هي H^+, OH^-, Ca^{2+} و Cl^-. بعد معرفتك ذلك، يمكنك الآن رؤية الاستبدالين في التفاعل. لقد غيّرت الأنيونات (OH^- و Cl^-) أماكنها وارتبطت مع الكاتيونات الأخرى (Ca^{2+} و H^+), كما هو مبين في **الشكل 14**.

إنّ التفاعل بين محلولَي هيدروكسيد الصوديوم وكلوريد النحاس(II) هو تفاعل استبدال مزدوج أيضًا.

$$2NaOH(aq) + CuCl_2(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + Cu(OH)_2(s)$$

في هذه الحالة، غيّرت الأنيونات (OH^- و Cl^-) أماكنها وارتبطت مع الكاتيونات الأخرى (Na^+ و Cu^{2+}). **الشكل 15** يبين أن ناتج هذا التفاعل هو ناتج صلب، وهو هيدروكسيد النحاس(II). يُطلَق على المادة الصلبة التي تنتج خلال تفاعل كيميائي في المحلول اسم **الراسب**.

■ **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.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول 3 إرشادات لكتابة تفاعلات الاستبدال المزدوج

الخطوة	مثال
1. اكتب الصيغ الكيميائية للمتفاعلات في معادلة بالصيغ.	$Al(NO_3)_3 + H_2SO_4$
2. حدد الكاتيونات والأنيونات في كل مركّب.	$Al(NO_3)_3$ فيه Al^{3+} و NO_3^- H_2SO_4 فيه H^+ و SO_4^{2-}
3. اربط كل كاتيون مع الأنيون في المركّب الآخر.	Al^{3+} يرتبط مع SO_4^{2-} H^+ يرتبط مع NO_3^-
4. اكتب الصيغ الكيميائية للنواتج باستخدام النتائج من الخطوة 3.	$Al_2(SO_4)_3$ HNO_3
5. اكتب المعادلة الكاملة لتفاعل الاستبدال المزدوج.	$Al(NO_3)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + HNO_3$
6. زن المعادلة.	$2Al(NO_3)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6HNO_3$

نواتج تفاعلات الاستبدال المزدوج إنّ إحدى الميزات الأساسية لتفاعلات الاستبدال المزدوج هي نوع الناتج الذي يتكون عندما يحدث التفاعل. تنتج جميع تفاعلات الاستبدال المزدوج إما ماء أو راسبًا أو غازًا. ارجع إلى تفاعلي الاستبدال المزدوج اللذين تناولناهما في هذا القسم. إنّ التفاعل بين هيدروكسيد الكالسيوم وحمض الهيدروكلوريك أنتج الماء. كما أن راسبًا قد انتج في التفاعل بين هيدروكسيد الصوديوم وكلوريد النحاس(II). إنّ تفاعل سيانيد البوتاسيوم مع حمض الهيدروبروميك، هو مثال على تفاعل استبدال مزدوج يكون غازًا.

$$KCN(aq) + HBr(aq) \rightarrow KBr(aq) + HCN(g)$$

من المهم أن تكون قادرًا على تقييم كيمياء تفاعلات الاستبدال المزدوج وتوقع نواتج هذه التفاعلات. إنّ الخطوات الأساسية لكتابة تفاعلات الاستبدال المزدوج واردة في **الجدول 3**.

التأكد من فهم النص **صِف** ما يحدث للأنيونات خلال تفاعل استبدال مزدوج.

تطبيقات

اكتب المعادلات الكيميائية الموزونة لتفاعلات الاستبدال المزدوج التالية:

25. تتفاعل المادتان الموجودتان إلى اليسار ليُنتجا يوديد الفضة الصلب ومحلول نيترات الليثيوم.

26. يتفاعل محلول كلوريد الباريوم مع محلول كربونات البوتاسيوم لينتجا كربونات الباريوم الصلبة ومحلول كلوريد البوتاسيوم.

27. يتفاعل محلولا أوكسالات الصوديوم و نيترات الرصاص(II) لانتاج أوكسالات الرصاص(II) الصلبة ومحلول نيترات الصوديوم.

28. تحفيز يتفاعل حمض الأستيك (CH_3COOH) مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم لينتجا أسيتات البوتاسيوم والماء.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

الجدول 4 توقع نواتج التفاعلات الكيميائية

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

الجدول 4 يلخّص الأنواع المختلفة من التفاعلات الكيميائية. استعن بالجدول لمساعدتك في تنظيم التفاعلات كي تحدد كل تفاعل وتتوقع نواتجه. على سبيل المثال، كيف تحدد أي نوع من التفاعلات يحدث عندما يتفاعل أكسيد الكالسيوم الصلب مع غاز ثاني أكسيد الكربون لينتجا كربونات الكالسيوم الصلبة؟ أولًا، اكتب المعادلة الكيميائية.

$$CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$$

ثانيًا، حدد ما يحدث في التفاعل. في هذه الحالة، تتفاعل مادتان لتكوين مركّب واحد. ثالثًا، استعن بالجدول لتحديد نوع التفاعل. إنّ هذا التفاعل بالتحديد هو تفاعل تكوين. رابعًا، تحقق من إجابتك عن طريق مقارنة المعادلة الكيميائية بالمعادلة العامة الواردة في الجدول بالنسبة إلى ذلك النوع من التفاعل.

$$CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$$

$$A + B \rightarrow AB$$

تفاعل تكوين

القسم 2 مراجعة

مُلخّص القسم

- إن تصنيف التفاعلات الكيميائية يجعل فهمها وتذكرها وتعريفها أكثر سهولة.
- يمكن أن تستخدم سلسلة النشاط الكيميائي للفلزات والهالوجينات لتوقع ما إذا كان تفاعل استبدال أحادي سيحدث.

29. **الفكرة الرئيسة وضّح** أنواع التفاعلات الكيميائية الأربعة وخصائصها.
30. **اشرح** كيف تُنظّم سلسلة النشاط الكيميائي الفلزات؟.
31. **قارن وقابل** تفاعلات الاستبدال الأحادي مع تفاعلات الاستبدال المزدوج.
32. **صِف** نواتج تفاعل الاستبدال المزدوج.
33. **صنّف** أي نوع من التفاعل يرجَّح حدوثه عندما يتفاعل الباريوم مع الفلور؟ اكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل.
34. **فسّر البيانات** هل بإمكان التفاعل التالي أن يحدث؟ فسّر إجابتك.

$$3Ni + 2AuBr_3 \rightarrow 3NiBr_2 + 2Au$$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

القسم 3

التفاعلات في المحاليل المائية

الفكرة الرئيسة تحدث تفاعلات الاستبدال المزدوج بين المواد في المحاليل المائية وتؤدي إلى إنتاج رواسب أو ماء أو غازات.

الأسئلة الرئيسة

- ما المحاليل المائية؟
- كيف تُكتب المعادلات الأيونية الكاملة والمعادلات الأيونية الصّرفة للتفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية؟
- كيف يمكنك توقع إذا كانت التفاعلات في المحاليل المائية ستنتج راسبًا أم ماءً أم غازًا؟

مفردات للمراجعة

المحلول solution: خليط متجانس قد يحتوي على مواد صلبة أو سائلة أو غازية.

مفردات جديدة

محلول مائي aqueous solution
مذاب solute
مذيب solvent
معادلة أيونية كاملة complete ionic equation
أيونات متفرجة spectatorion
المعادلة الأيونية الصَّرفة net ionic equation

الكيمياء في حياتك

من بين الطرائق المستخدمة لتحضير شراب الليمون، هي مزج مسحوق الشراب مع الماء. عندما يضاف مسحوق الشراب إلى الماء، تذوب بلورات النّكهة في الماء مكونة محلولًا. المحلول هو إذًا شراب بنكهة الليمون.

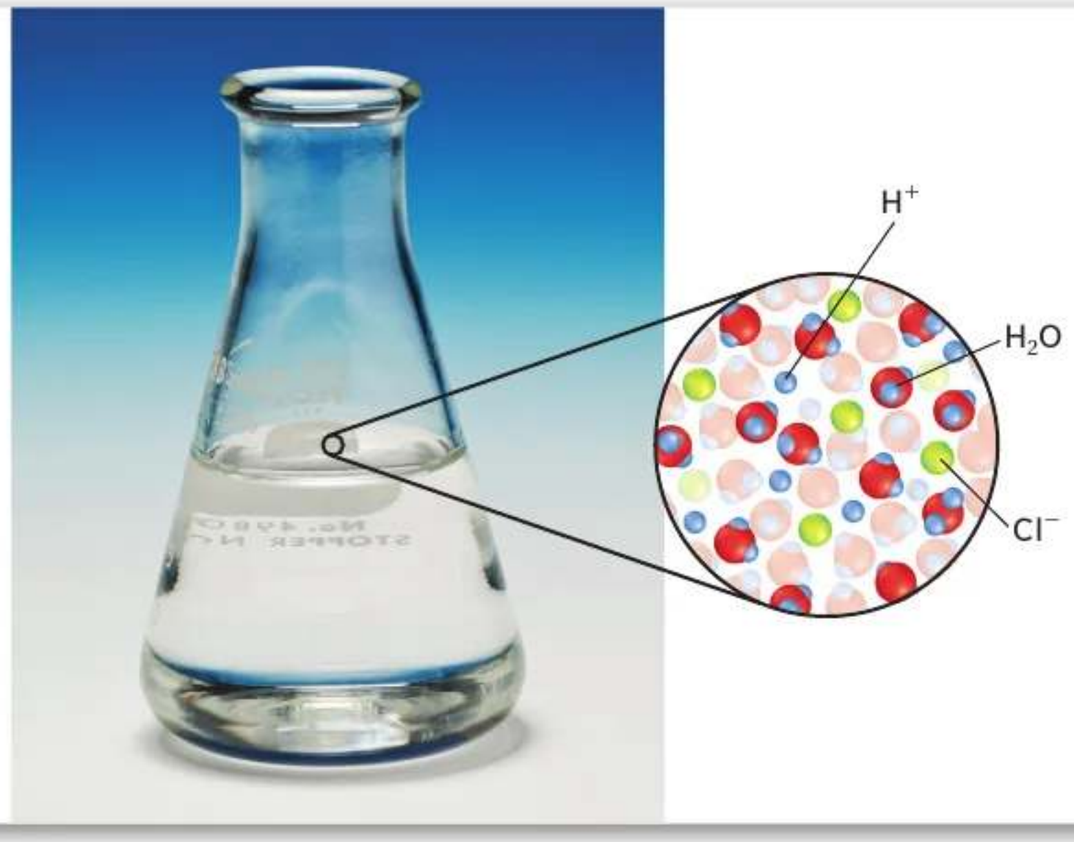
المحاليل المائية

لقد سبق وقرأت أن المحلول خليط متجانس. الكثير من التفاعلات التي ناقشناها في القسم السابق تشمل موادّ مُذابة في الماء. عندما تذوب المادة في الماء، يتكون المحلول. يحتوي **المحلول المائي** على مادة واحدة أو أكثر تسمى **مذابات**. وهي المواد التي تذوب في الماء. في هذه الحالة يكون الماء، المادة الأكثر وفرة في المحلول، وتُسمّى **المُذيب**.

المركّبات الجزيئية في المحلول الماء هو المذيب دائمًا في المحاليل المائية، أمّا المذابات المحتملة فهي كثيرة. إنّ بعض المذابات مثل السكروز (سكر المائدة) والإيثانول (كحول الحبوب) هي مركّبات جزيئية موجودة في المحاليل المائية كجزيئات ذائبة. والبعض الآخر منها هو مركّبات جزيئية تكوّن أيونات عندما تذوب في الماء. فعلى سبيل المثال، يكوّن المركّب الجزيئي كلوريد الهيدروجين أيونات الهيدروجين وأيونات الكلوريد عندما يذوب في الماء كما هو مُبيّن في **الشكل 16**. يمكن أن نستخدم المعادلة الآتية لتوضيح عملية التأين هذه.

$$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

تُعرف المركّبات التي تُنتج أيونات الهيدروجين في المحاليل المائيّة، ومنها كلوريد الهيدروجين، بالأحماض. في الحقيقة غالبًا ما يُشار إلى محلول كلوريد الهيدروجين المائي بحمض الهيدروكلوريك.



الشكل 16 في الماء، يتأين كلوريد الهيدروجين(HCl) إلى أيونات الهيدروجين (H^+) وأيونات الكلوريد (Cl^-).

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

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 العمليّة التفكك. فعلى سبيل المثال يحتوي محلول مائي من مركّب كلوريد الصوديوم الأيوني على أيونات Na^+ وأيونات Cl^-.

أنواع التفاعلات في المحاليل المائية

عندما يتم مزج محلولين مائيين يحتويان على أيونات في صورة مواد ذائبة، قد تتفاعل الأيونات بعضها مع بعض. هذه التفاعلات هي دائمًا تفاعلات استبدال مزدوج. إنّ جزيئات المذيب، وهي جميعها جزيئات ماء، لا تتفاعل في العادة. وقد يتكون نتيجة تفاعلات الاستبدال المزدوج ثلاثة أنواع من النواتج وهي: راسب أو ماء أو غاز.

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).

$$2NaOH(aq) + CuCl_2(aq) \rightarrow 2NaCl(aq) + Cu(OH)_2(s)$$

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**.

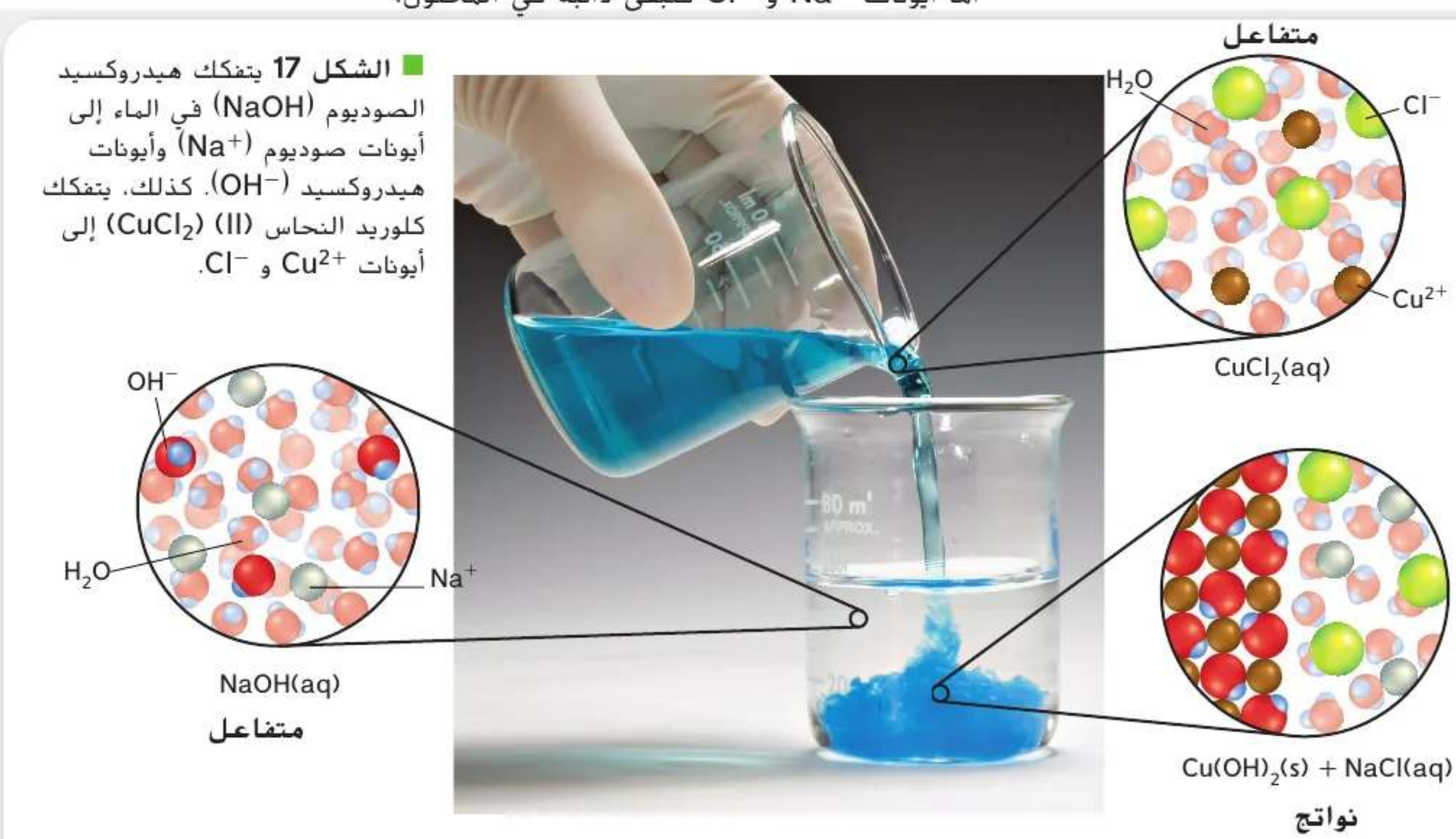
عند مزج محلوليهما، تتفاعل أيونات Cu^{2+} مع أيونات OH^- لتكوين راسب هيدروكسيد النحاس (II)، $Cu(OH)_2(s)$.

أمّا أيونات Na^+ و Cl^- فتبقى ذائبة في المحلول.

المفردات

مركّب:

اتّحاد عنصرين أو أكثر كيميائيًا.
الملح مركّب يتكون من عنصري الصوديوم والكلور.



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^-.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

تجربة مصغرة

ملاحظة تفاعل تكوين الراسب

كيف يكوّن محلولان مادة صلبة؟

الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل البدء في العمل.
2. ضع 50 mL من **الماء المقطر** في **كأس سعته 150mL**.
3. زن حوالي 4 g من **حبيبات NaOH** على **الميزان**. أضف حبيبات NaOH إلى الكأس واحدة تلو الأخرى. اخلطها بواسطة **ساق تحريك** حتى تذوب كل حبيبة قبل إضافة الحبيبة التالية.
4. زِن حوالي 6 g من **ملح إبسوم** ($MgSO_4$) وضعه في كأس سعته 150 mL. أضف 50 mL من الماء المقطّر إلى الملح. اخلط المزيج بساق تحريك أخرى حتى يذوب الملح.
5. صب محلول الملح على محلول NaOH ببطء. سجّل ملاحظاتك.
6. حرّك المحلول الجديد. سجّل ملاحظاتك.
7. دع الراسب يستقر ثم افصل السائل عن المادة الصلبة بسكبه في **مخبار مدرّج سعة 100 mL**.
8. تخلص من المادة الصلبة بحسب إرشادات معلمك.

التحليل

1. **اكتب** المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل بين NaOH و $MgSO_4$. لاحظ أن معظم مركّبات الكبريتات تتواجد كأيونات في المحاليل المائية.
2. **اكتب** المعادلة الأيونية الكاملة لهذا التفاعل.
3. **حدِّد** أي من هذه الأيونات هي أيونات متفرجة ثم اكتب المعادلة الأيونية الصَّرفة لهذا التفاعل.

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) المائيين. لكتابة المعادلة الأيونية لهذا التفاعل، يجب عليك أن تبين المتفاعلين $NaOH(aq)$ و $CuCl_2(aq)$ والناتج $NaCl(aq)$ كأيونات.

$$2Na^+(aq) + 2OH^-(aq) + Cu^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq) \rightarrow 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq) + Cu(OH)_2(s)$$

إنّ المعادلة الأيونية التي تُظهر كل الجسيمات في المحلول كما هي تُسمّى **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 الصَّرفة** هي معادلات أيونية تتضمن الجسيمات التي تشارك في التفاعل فقط. نستخلص المعادلات الأيونية الصَّرفة من المعادلات الأيونية الكاملة بإزالة جميع الأيونات المتفرجة. مثلًا، المعادلة الأيونية الصَّرفة هي ما يبقى بعد حذف أيونيّ كلّ من الصوديوم والكلوريد من المعادلة الأيونية الكاملة هذه.

$$\cancel{2Na^+(aq)} + 2OH^-(aq) + Cu^{2+}(aq) + \cancel{2Cl^-(aq)} \rightarrow \cancel{2Na^+(aq)} + \cancel{2Cl^-(aq)} + Cu(OH)_2(s)$$

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

$$2OH^-(aq) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s)$$

التأكد من فهم النص **قارن** كيف تختلف المعادلات الأيونية عن المعادلات الكيميائية؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

مثال 3

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

1. تحليل المسألة

لديك المعادلة بالكلمات للتفاعل بين نيترات الباريوم وكربونات الصوديوم. لكتابة المعادلة الكيميائية الموزونة عليك أن تحدد الصيغ الكيميائية والكميات النسبية لكل المتفاعلات والنواتج. ولكتابة 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 الصَّرفة تتضمن موادًا أقل من المعادلات الأخرى.

2. حساب المجهول

اكتب الصيغ الكيميائية والحالات الفيزيائية لكل المواد المشاركة في التفاعل.

$$Ba(NO_3)_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + NaNO_3(aq)$$

زن المعادلة بالصيغ.

$$Ba(NO_3)_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + 2NaNO_3(aq)$$

وضّح أيونات المتفاعلات والنواتج.

$$Ba^{2+}(aq) + 2NO_3^-(aq) + 2Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + 2Na^+(aq) + 2NO_3^-(aq)$$

احذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة.

$$Ba^{2+}(aq) + \cancel{2NO_3^-(aq)} + \cancel{2Na^+(aq)} + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow BaCO_3(s) + \cancel{2Na^+(aq)} + \cancel{2NO_3^-(aq)}$$

اكتب المعادلة الأيونية الصَّرفة.

$$Ba^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow BaCO_3(s)$$

3. تقييم الإجابة

تتضمن المعادلة الأيونية الصَّرفة عددًا أقلّ من المواد من المعادلات الأخرى لأنها تُظهر الجسيمات المتفاعلة فقط. إنّ الجسميات التي تكوّن الراسب الصلب هي نتيجة التفاعل ولم تعد أيونات بعد الآن.

تطبيقات

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

35. عند خلط محلولا يوديد البوتاسيوم ونيترات الفضة، يتكون راسب من يوديد الفضة.

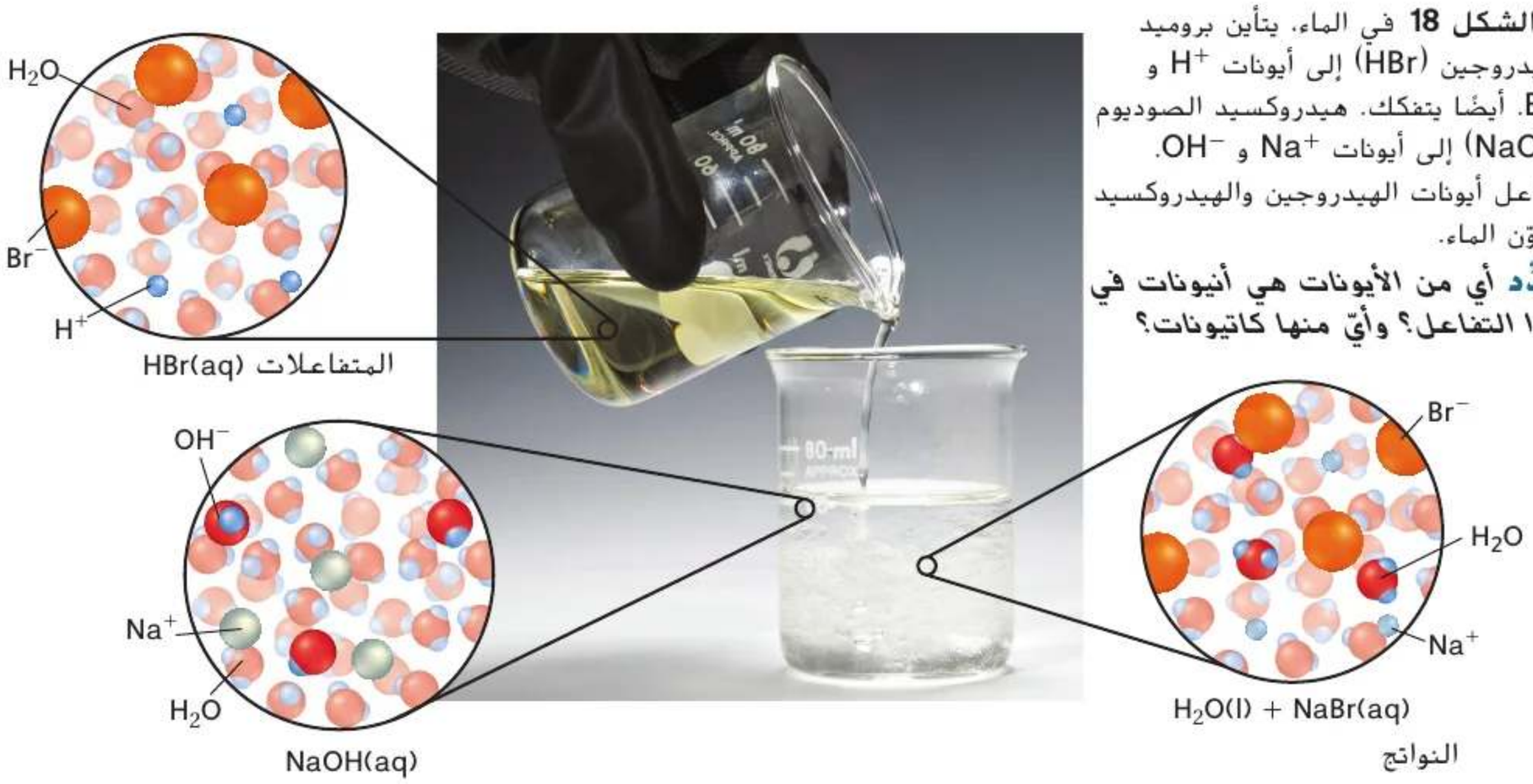
36. عند خلط محلولا فوسفات الأمونيوم وكبرتيات الصوديوم. لا يتكون أي راسب ولا ينتج أي غاز.

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

38. عند خلط محلولا كبريتات الليثيوم ونيترات الكالسيوم، يتكون راسب من كبريتات الكالسيوم.

39. تحدي عندما يُخلط محلولا كربونات الصوديوم وكلوريد المنغنيز(V) ، يتكون راسب يحتوي على المنغنيز.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.



الشكل 18 في الماء، يتأين بروميد الهيدروجين (HBr) إلى أيونات H^+ و Br^-. أيضًا يتفكك. هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) إلى أيونات Na^+ و OH^-. تتفاعل أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد لتكوّن الماء.

حدِّد أي من الأيونات هي أنيونات في هذا التفاعل؟ وأيّ منها كاتيونات؟

التفاعلات التي تكوّن الماء نوع آخر من تفاعلات الاستبدال المزدوج التي تحدث في محلول مائي تنتج جزئيات ماء تزيد عدد جسيمات المُذيب. وبعكس التفاعلات التي يتكوّن فيها راسب، لا يمكننا ملاحظة أي دليل على حدوث تفاعل كيميائيّ 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.

$$HBr(aq) + NaOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NaBr(aq)$$

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

$$H^+(aq) + Br^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + Na^+(aq) + Br^-(aq)$$

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

$$H^+(aq) + \cancel{Br^-(aq)} + \cancel{Na^+(aq)} + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + \cancel{Na^+(aq)} + \cancel{Br^-(aq)}$$

هذه المعادلة هي المعادلة الأيونية الصَّرفة للتفاعل.

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$

التأكد من فهم النص **حلِّل** لماذا تُسمّى أيونات الصوديوم وأيونات البروميد في التفاعل بين حمض الهيدروبروميك وهيدروكسيد الصوديوم بالأيونات المتفرجة؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

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.

$$HCl(aq) + LiOH(aq) \rightarrow H_2O(l) + LiCl(aq)$$

وضّح أيونات المتفاعلات والنواتج.

$$H^+(aq) + Cl^-(aq) + Li^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + Li^+(aq) + Cl^-(aq)$$

احذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة.

$$H^+(aq) + \cancel{Cl^-(aq)} + \cancel{Li^+(aq)} + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + \cancel{Li^+(aq)} + \cancel{Cl^-(aq)}$$

اكتب المعادلة الأيونية الصَّرفة

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$

3. تقييم الإجابة

تتضمن المعادلة الأيونية الصَّرفة عددًا أقلّ من المواد من المعادلات الأخرى لأنها تبين فقط الجسيمات المشاركة في التفاعل والتي تنتج ماءً. الجسيمات التي تكوّن ناتج الماء لم تعد أيونات بعد الآن.

تطبيقات

اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصَّرفة للتفاعلات بين المواد التالية التي تنتج ماءً.

40. خلط حمض الكبريتيك (H_2SO_4) ومحلول هيدروكسيد البوتاسيوم ينتج الماء ومحلول كبريتات البوتاسيوم.

41. خلط حمض الهيدروكلوريك (HCl) مع محلول هيدروكسيد الكالسيوم ينتج الماء ومحلول كلوريد الكالسيوم.

42. خلط حمض النيتريك (HNO_3) وهيدروكسيد الأمونيوم ينتج الماء ومحلول نيترات الأمونيوم.

43. خلط حمض الهيدروكبريتيك (H_2S) ومحلول هيدروكسيد الكالسيوم ينتج الماء ومحلول كبريتيد الكالسيوم.

44. تحدي عندما يُخلط حمض البنزويك (C_6H_5COOH) وهيدروكسيد المغنيسيوم، ينتج الماء وبنزوات المغنيسيوم.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

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

$$2HI(aq) + Li_2S(aq) \rightarrow H_2S(g) + 2LiI(aq)$$

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

$$2H^+(aq) + 2I^-(aq) + 2Li^+(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow H_2S(g) + 2Li^+(aq) + 2I^-(aq)$$

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

$$2H^+(aq) + \cancel{2I^-(aq)} + \cancel{2Li^+(aq)} + S^{2-}(aq) \rightarrow H_2S(g) + \cancel{2Li^+(aq)} + \cancel{2I^-(aq)}$$

هذه هي المعادلة الأيونية الصَّرفة.

$$2H^+(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow H_2S(g)$$

إذا أكملت التجربة الاستهلالية في بداية هذه الوحدة، ستلاحظ حدوث تفاعل آخر ينتج الغاز. نتج غاز ثاني أكسيد الكربون عن ذلك التفاعل وخرج على شكل فقاقيع من المحلول. تفاعل آخر ينتج غاز ثاني أكسيد الكربون يحدث في المطبخ عندما تخلط الخل مع مسحوق الخبيز. فالخلّ هو محلول مائي يتكون من حمض الخلّيك أو الأسيتيك والماء، ويتكون مسحوق الخبيز بشكل أساسي من كربونات الصوديوم الهيدروجينية. عند مزج الخلّ مع مسحوق الخبيز، تتكون فقاقيع هي عبارة عن غاز ثاني أكسيد الكربون الذي يخرج من المحلول. يمكنك رؤية التفاعل وهو يحدث في **الشكل 19**.

يحدث تفاعل مشابه للتفاعل بين الخل ومسحوق الخبيز عند مزج أي محلول حمضي مع كربونات الصوديوم الهيدروجينية. في جميع الحالات، يجب أن يحدث تفاعلان بشكل متزامن في المحلول لإنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون. أحد هذين التفاعلين هو تفاعل استبدال مزدوج والآخر هو تفاعل تفكك.

على سبيل المثال، عندما تقوم بإذابة كربونات الصوديوم الهيدروجينية في حمض الهيدروكلوريك، يحدث تفاعل استبدال مزدوج منتجًا غازًا. فالهيدروجين في حمض الهيدروكلوريك والصوديوم في كربونات الصوديوم الهيدروجينية يحل احدهما محلّ الآخر.

$$HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow H_2CO_3(aq) + NaCl(aq)$$

إنّ كلوريد الصوديوم هو مركّب أيوني، وأيوناته تبقى منفصلة بعضها عن بعض في المحلول المائي. لكن عند تشكل حمض الكربونيك (H_2CO_3)، يتفكك مباشرة إلى ماء وثاني أكسيد الكربون.

$$H_2CO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$$

الشكل 19 عندما يمزج الخل مع مسحوق الخبيز (كربونات الصوديوم الهيدروجينية، $NaHCO_3$) تكون النتيجة ظهور فقاقيع سريعًا من غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2).

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

مثال 5

التفاعلات التي تنتج الغازات اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصّرفة 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 (Na_2S). يجب أن تكتب المعادلة بالصيغ وتزنها. ولكتابة المعادلة الأيونية الكاملة، يجب أن تُبيّن الحالة الأيونية للمتفاعلات والنواتج. ومن خلال حذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة، يمكنك كتابة المعادلة الأيونية الصّرفة.

2. حساب المجهول

اكتب المعادلة بالصيغ الصحيحة للتفاعل.

$$HCl(aq) + Na_2S(aq) \rightarrow H_2S(g) + NaCl(aq)$$

زن المعادلة بالصيغ.

$$2HCl(aq) + Na_2S(aq) \rightarrow H_2S(g) + 2NaCl(aq)$$

وضّح أيونات المتفاعلات والنواتج.

$$2H^+(aq) + 2Cl^-(aq) + 2Na^+(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow H_2S(g) + 2Na^+(aq) + 2Cl^-(aq)$$

احذف الأيونات المتفرجة من المعادلة الأيونية الكاملة.

$$2H^+(aq) + \cancel{2Cl^-(aq)} + \cancel{2Na^+(aq)} + S^{2-}(aq) \rightarrow H_2S(g) + \cancel{2Na^+(aq)} + \cancel{2Cl^-(aq)}$$

اكتب المعادلة الأيونية الصَّرفة في أقل نسبة عددية صحيحة ممكنة.

$$2H^+(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow H_2S(g)$$

3. تقييم الإجابة

تتضمن المعادلة الأيونية الصَّرفة عددًا أقلّ من المواد من المعادلات الأخرى لأنها تبين الجسيمات المشاركة في التفاعل والتي تنتج كبريتيد الهيدروجين. الجسيمات التي تكوّن الناتج لم تعد أيونات بعد الآن.

تطبيقات

اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصّرفة لهذه التفاعلات.

45. يتفاعل حمض البيركلوريك ($HClO_4$) مع محلول كربونات البوتاسيوم المائية مكونًا غاز ثاني أكسيد الكربون والماء.

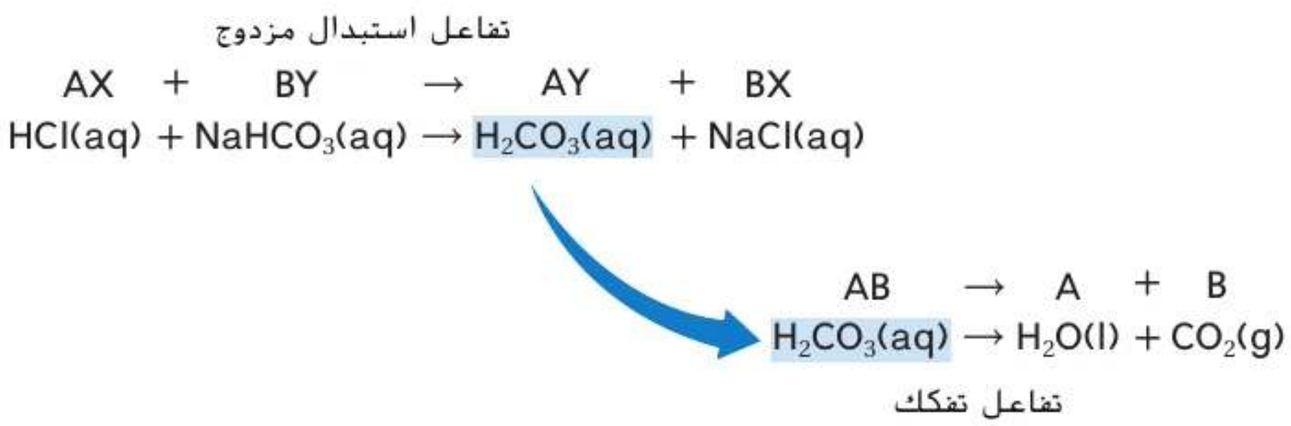
46. يتفاعل حمض الكبريتيك (H_2SO_4) مع محلول سيانيد الصوديوم مشكلًا غاز سيانيد الهيدروجين ومحلول كبريتات الصوديوم.

47. يتفاعل حمض الهيدروبروميك (HBr) مع محلول كربونات الأمونيوم مشكلًا غاز ثاني أكسيد الكربون والماء.

48. يتفاعل حمض النيتريك (HNO_3) مع محلول كبريتيد البوتاسيوم مشكلًا غاز كبريتيد الهيدروجين.

49. **تحفيز** يتفاعل محلول يوديد البوتاسيوم مع محلول نيترات الرصاص (II) مكونًا يوديد الرصاص (II) الصلب.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.



الشكل 20 عند خلط HCl مع $NaHCO_3$ يحدث تفاعل استبدال مزدوج يليه تفاعل تفكك مباشرة.

المعادلات الكلية تذكر أنّ عند جمع محلول حمضي مثل حمض الهيدروكلوريك مع كربونات الصوديوم الهيدروجينية، يحدث تفاعلان: تفاعل استبدال مزدوج وتفاعل تفكك. هذان التفاعلان مبيّنان في **الشكل 20**. يمكننا جمع هذين التفاعلين وتمثيلهما بمعادلة كيميائية واحدة في عملية مشابهة لجمع معادلات رياضية. يُطلق على المعادلة التي تدمج تفاعلين بعضهما مع بعض اسم "المعادلة الكلية". لكتابة معادلة كلية، تُكتب المتفاعلات في التفاعلين في جهة المتفاعلات في المعادلة الكلية، وتُكتب نواتج التفاعلين في جهة النواتج. ثم تُحذف المواد الموجودة في طرفي المعادلة.

التفاعل 1 $HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow H_2CO_3(aq) + NaCl(aq)$

التفاعل 2 $H_2CO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$

جمع المعادلتين
$$HCl(aq) + NaHCO_3(aq) + \cancel{H_2CO_3(aq)} \rightarrow \cancel{H_2CO_3(aq)} + NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

المعادلة الكلية
$$HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaCl(aq)$$

في هذه الحالة، تتواجد المتفاعلات في المعادلة الكلية في صورة أيونات في المحاليل المائية. وبالتالي، يمكن أن نكتب معادلة أيونية كاملة لهذا التفاعل.

$$H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + HCO_3^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

لاحظ أن أيونات الصوديوم والكلوريد هي أيونات مُتفرّجة. عندما تقوم بحذفها، لا يبقى سوى المواد المشاركة في التفاعل.

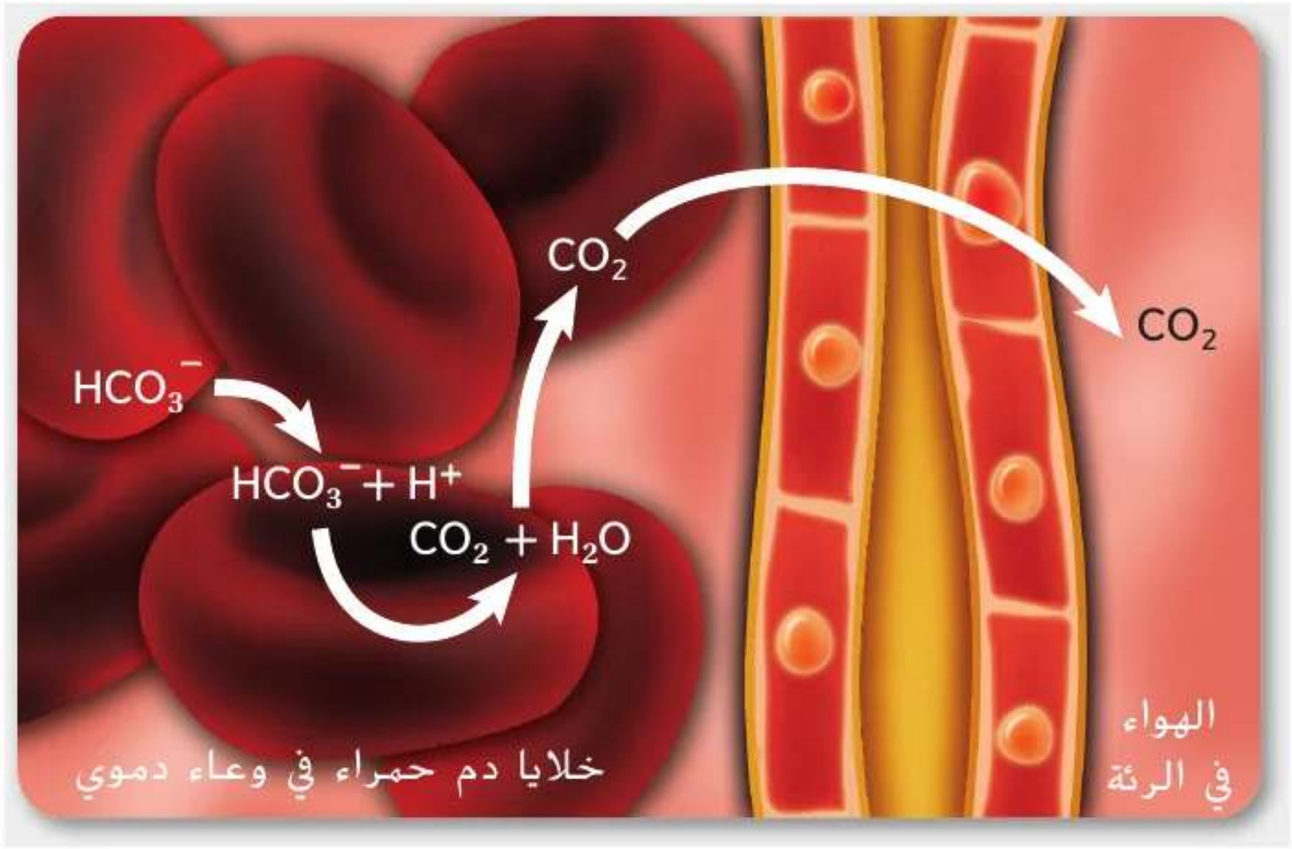
$$H^+(aq) + \cancel{Cl^-(aq)} + \cancel{Na^+(aq)} + HCO_3^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + \cancel{Na^+(aq)} + \cancel{Cl^-(aq)}$$

تبين المعادلة الأيونية الصَّرفة أن الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون ينتجان عن هذا التفاعل.

$$H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$$

التأكد من فهم النص **وضّح** المقصود بالمعادلة الكلية؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.



الشكل 21 بعدما تدخل أيونات الكربونات الهيدروجينية(HCO_3^-) إلى الكريات الحمراء تتفاعل مع أيونات الهيدروجين (H^+) مكوّنةً الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) الذي يخرج من الرئتين في عملية الزفير خلال التنفس.

مِهَنٌ في الكيمياء

المختص في الكيمياء الحيوية هو عالِم يدرس العمليات الكيميائية في الكائنات الحية، وقد يدرس وظائف جسم الإنسان أو يجري أبحاثًا عن تأثير الطعام والأدوية والمواد الأخرى على جسم الكائنات الحية.

الربط بعلم الأحياء التفاعل بين أيونات الهيدروجين وأيونات الكربونات الهيدروجينية لإنتاج الماء وثاني أكسيد الكربون يعد تفاعلًا هامًا في جسمك. يحدث هذا التفاعل الآن في الأوعية الدموية لرئتيك أثناء قراءتك لهذه الكلمات. وكما يظهر في **الشكل 21** ينتقل غاز ثاني أكسيد الكربون الذي تنتجه خلايا جسمك في الدم على شكل أيونات الكربونات الهيدروجينية (HCO_3^-). في الأوعية الدموية لرئتيك، تندمج أيونات (HCO_3^-) مع أيونات H^+ لإنتاج CO_2 الذي تخرجه في عملية الزفير.

يحدث هذا التفاعل في المنتجات التي يضاف إليها مسحوق الخبيز الذي يحتوي على كربونات الصوديوم الهيدروجينية. مسحوق الخبيز يجعل المنتجات المخبوزة تنتفخ. ويستخدم كمضاد للحموضة وفي مزيلات العرق لامتصاص الرطوبة والروائح. ويمكن أن يضاف مسحوق الخبيز إلى معجون الأسنان لتبييض الأسنان وإنعاش النَفَس. ويمكن أن يستخدم كمعجون في التنظيف. ويستعمل أيضًا كوسيط لإخماد الحرائق في بعض مطافئ الحرائق.

القسم 3 مراجعة

مُلخّص القسم

- في المحاليل المائية، يكون المذيب هو الماء دائمًا. هناك الكثير من المذابات المحتملة.
- عند ذوبان المركّبات الجزيئية في الماء، يكون الكثير منها الأيونات. بينما تنفصل أيونات المركّبات الأيونية عند ذوبانها في الماء.
- عند جمع محلولين مائيين يحتويان على أيونات في صورة مواد ذائبة، قد تتفاعل الأيونات بعضها مع بعض. في العادة، لا تتفاعل جزيئات المُذيب.
- التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية هي تفاعلات استبدال مزدوج.

50. **الفكرة الرئيسة اذكر** ثلاثة أنواع شائعة من النواتج التي تنتجها التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية.
51. **صِف** المذيبات والمذابات في المحاليل المائية.
52. **ميّز** بين المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصّرفة.
53. **اكتب** المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية الصّرفة للتفاعل بين حمض الكبريتيك (H_2SO_4) وكربونات الكالسيوم ($CaCO_3$).

$$H_2SO_4(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + CaSO_4(aq)$$

54. **حلِّل** أكمل المعادلة التالية وزنها.

$$CO_2(g) + HCl(aq) \rightarrow$$

55. **توقَّع** ما نوع الناتج الذي يرجح أن ينتجه التفاعل التالي؟ علّل إجابتك.

$$Ba(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \rightarrow$$

56. **كتابة المعادلات** يحدث تفاعل عند خلط حمض النيتريك (HNO_3) مع محلول مائي من كربونات البوتاسيوم الهيدروجينية، ينتج عنه محلول نيترات البوتاسيوم. اكتب المعادلة الكيميائية والمعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

كيف تعمل؟

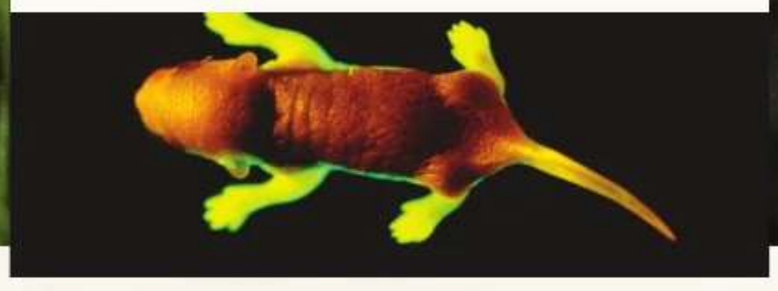
إنارة ظلام الليل: التلألؤ البيولوجي

عندما يحل الظلام، يعلن ذكر اليراع عن وجوده بإرسال إشارة ضوئية صفراء مائلة إلى الخضرة. تستجيب أنثى قريبة من الأرض إلى ندائه، فيهبط إليها. قد تكون النتيجة تزاوجًا ناجحًا. أمّا إذا كانت الأنثى من نوع آخر من اليراع، فقد تخدع ذلك الذكر وتلتهمه بنهم. إن إنتاج اليراع للضوء هو نتاج عملية كيميائية تسمى "التلألؤ البيولوجي". هذه العملية هي استراتيجية تستخدمها مجموعة واسعة من الكائنات الحية في بيئات مختلفة كثيرة. كيف يحدث ذلك؟

1. **الخنافس المضيئة** ليس اليراع أو (الحشرات المضيئة) ذبابًا، إنّما هي مجموعة من الخنافس التي ترسل إشارات ضوئية بهدف التزاوج. إنّها تستخدم ضوءها أيضًا لاستدراج فرائسها. يخرج الضوء الأصفر المائل إلى الخضرة من الخلايا الموجودة في القسم السفلي من بطنها. يتراوح طول موجة هذا الضوء بين 510nm و 670nm

2. **التلألؤ البيولوجي** يتوهّج اليراع نتيجة لتفاعل كيميائي. المتفاعلان هما الأكسجين واللوسيفيرين، وهي مادة باعثة للضوء موجودة في بعض الكائنات الحية. يسرّع أنزيم إسمه "لوسيفيراز" هذا التفاعل. ينتج عن هذا التفاعل مركب أكسيلوسيفيرين وطاقة على شكل ضوء.

3. **اكتشافات لامعة** أدت الأبحاث التي أجريت على التلألؤ البيولوجي إلى اكتشاف البروتين الفلوريسنت الأخضر (GFP) الموجود في بعض أنواع قناديل البحر. يبعث البروتين الفلوريسنت الأخضر ضوءًا أخضرًا عندما يتعرض للأشعة فوق البنفسجية. قام الباحثون بإدخال البروتين الفلوريسنت الأخضر إلى عدة كائنات حية مثل الفئران لأغراض بحثية. إنّ السرطان والملاريا والعمليات التي تقوم بها الخلايا، هي أمثلة على بعض الدراسات التي يستخدم فيها العلماء البروتين الفلوريسنت الأخضر.



الكتابة في ◀ الكيمياء

بحث حدد أشكال الحياة المختلفة التي تستخدم التلألؤ البيولوجي وأنشئ كتيبًا يبين تأثير التلألؤ البيولوجي في كل من هذه الكائنات الحية.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

عمل سلسلة نشاطية

الخلفيّة: لدى بعض الفلزات نشاطًا تفاعليًا أكثر من غيرها. يمكن تطوير سلسلة نشاط كيميائي للمواد التي يتمّ اختبارها، وذلك من خلال مقارنة طريقة تفاعل فلزات مختلفة مع الأيونات المعروفة في المحاليل المائية. ستعكس سلسلة النشاط الكيميائي النشاط التفاعلي النسبي للمواد التي يتمّ اختبارها.

السؤال: كيف يتم تطوير سلسلة نشاط كيميائي؟

المواد

$1.0M\ Zn(NO_3)_2$	سلك ألمنيوم
$1.0M\ Al(NO_3)_3$	شريط مغنيسيوم
$1.0M\ Cu(NO_3)_2$	أشرطة من فلز الخارصين(4)
$1.0M\ Mg(NO_3)_2$	أقمشة صنفرة أو ورق زجاج
ماصّات (4)	صحن متعدد الحفر
قاطعة أسلاك	(24 حفرة)
سلك نحاسي	

احتياطات السلامة

الإجراء

1. اقرأ تعليمات السلامة الخاصة بهذه التجربة قبل بدأ العمل.
2. أنشئ جدولاً لتسجيل بياناتك.
3. استعمل الماصة لملء الحفر الأربع من العمود 1 بـ 2 mL من محلول $1.0M\ Al(NO_3)_3$.
4. كرر الإجراء المذكور في الخطوة 3 لملء الحفر الأربع في العمود 2 بـ 2 mL من محلول $1.0M\ Mg(NO_3)_2$.
5. كرر الإجراء المذكور في الخطوة 3 لملء الحفر الأربع في العمود 3 بـ 2 mL من محلول $1.0M\ Zn(NO_3)_2$.
6. كرر الإجراء المذكور في الخطوة 3 لملء الحفر الأربع في العمود 4 بـ 2 mL من محلول $1.0M\ Cu(NO_3)_2$.
7. باستعمال أقمشة الصنفرة أو ورق الزجاج، قم بتنظيف 10 cm من سلك الألمنيوم حتى يصبح لامعًا. استعمل قاطعة الأسلاك بحذر لتقطيع سلك الألمنيوم إلى أربع قطع طول كل منها 2.5 cm. ضع قطعة من سلك الألمنيوم في كل حفرة تحتوي على محلول في الصف A.
8. كرر الإجراء في الخطوة 7 باستعمال 10 cm من شريط المغنيسيوم. ضع قطعة من شريط المغنيسيوم في كل حفرة تحتوي على محلول من الصف B.
9. استعمل قماش الصنفرة أو ورق الزجاج لتلميع كل شريط صغير من فلز الخارصين. ضع قطعة من فلز Zn في كل حفرة تحتوي على محلول في الصف C.
10. . استعمل قماش الصنفرة أو ورق الزجاج لتلميع كل شريط صغير من فلز النحاس. ضع قطعة من فلز Cu في كل حفرة تحتوي على محلول من الصف D

11. راقب ما سيحدث في كل حفرة. بعد 5 دقائق، سجل ملاحظاتك في جدول البيانات الذي أنشأته.

12. **التنظيف والتخلص من النفايات** تخلص من المواد الكيميائية والمحاليل والماصّات حسب إرشادات معلمك. اغسل جميع الأدوات المخبرية وأعدها إلى أماكنها المخصصة لها. اغسل يديك بالكامل.

التحليل والاستنتاج

1. **لاحظ واستدل** في أي من الحفر حدثت تفاعلات كيميائية؟ أي فلز تفاعل مع معظم المحاليل؟ أي فلز تفاعل مع أقل عدد من المحاليل؟ أي فلز هو الأكثر نشاطًا؟
2. **رتّب** تفاعل الفلز الأكثر نشاطًا مع معظم المحاليل. وتفاعل الفلز الأقل نشاطًا مع أقل عدد من المحاليل. رتب الفلزات الأربعة من الأكثر نشاطًا إلى الأقل نشاطًا.
3. **طبّق** اكتب معادلة كيميائية لكل تفاعل استبدال أحادي حدث في الصحن متعدد الحفر..
4. **الكيمياء في الحياة اليومية** تحت أية ظروف قد يكون من المهم معرفة إتجاه النشاط الكيميائي لمجموعة من العناصر؟
5. **تحليل الخطأ** كيف تقارن إجابتك من السؤال 2 أعلاه مع سلسلة النشاط الكيميائي في الشكل 13؟ ما الذي يفسر الاختلافات؟

القوى الخارقة للجميع

الإنسان الخارق 2050 . ماذا لو استخدم الجميع التكنولوجيا ليصبح خارق القوة؟

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الوحدة 5 دليل الدراسة

الفكرة الرئيسة تحول الملايين من التفاعلات الكيميائية في داخلك ومن حولك، المواد المتفاعلة إلى نواتج. وينتج عنها امتصاص للطاقة او إطلاقها.

القسم 1 التفاعلات والمعادلات

الفكرة الرئيسة تُمثّل التفاعلات الكيميائية بمعادلات كيميائية موزونة.

- تعد بعض التغيرات الفيزيائية أدلة تشير إلى حدوث تفاعل كيميائي.
- تعطينا المعادلات بالكلمات والمعادلات بالصيغ معلومات هامة عن التفاعلات الكيميائية.
- تخبرنا المعادلات الكيميائية بماهية المتفاعلات والنواتج المشاركة في التفاعل الكيميائي وكمياتها النسبية.
- تتضمن موازنة المعادلات تعديل المعاملات حتى يصبح عدد ذرات كل عنصر متساويًا في كلا طرفي المعادلة.

المفردات

- التفاعل الكيميائي
- المتفاعل
- الناتج
- المعادلة الكيميائية
- المعامل

H_2 + Cl_2 → 2HCl

ذرتا H + ذرتا Cl → ذرتا H + ذرتا Cl

ذرتا هيدروجين + ذرتا كلور → ذرتا هيدروجين وذرتا كلور

القسم 2 تصنيف التفاعلات الكيميائية

الفكرة الرئيسة هنالك أربعة أنواع من التفاعلات الكيميائية: تفاعلات التكوين والاحتراق والتفكك والاستبدال.

- إن تصنيف التفاعلات الكيميائية يجعل فهمها وتذكرها ومعرفتها أكثر سهولة.
- يمكن أن تستخدم سلسلة النشاط الكيميائي للفلزات والهالوجينات لتوقع ما إذا كان تفاعل استبدال أحادي سيحدث.

المفردات

- تفاعل التكوين
- تفاعل الاحتراق
- تفاعل التفكك
- تفاعل استبدال أحادي
- تفاعل استبدال مزدوج
- راسب

القسم 3 التفاعلات في المحاليل المائية

الفكرة الرئيسة تحدث تفاعلات الاستبدال المزدوج بين المواد في المحاليل المائية وينتج عنها رواسب أو ماء أو غازات.

- في المحاليل المائية، المذيب هو الماء دائمًا. وهناك الكثير من المذابات المحتملة.
- تكوّن الكثير من المركبات الجزيئية الأيونات عندما تذوب في الماء. عندما تذوب بعض المركبات الأيونية في الماء، تنفصل أيوناتها.
- عندما يمزج محلولين مائيين يحتويان على أيونات ذائبة، قد تتفاعل الأيونات مع بعضها البعض. في العادة، لا تتفاعل جزيئات المُذيب.
- التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية هي تفاعلات استبدال مزدوج.

المفردات

- المحلول المائي
- المذاب
- المذيب
- معادلة أيونية كاملة
- الأيونات المتفرجة
- المعادلة الأيونية الصَّرفة

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education.

الوحدة 5 التقويم

القسم 1

إتقان المفاهيم

57. عرّف المعادلة الكيميائية.
58. ميّز بين التفاعل الكيميائي والمعادلة الكيميائية.
59. اشرح الاختلاف بين المتفاعلات والنواتج.
60. ما الذي توضحه الأسهم والمعاملات في المعادلات؟
61. هل يشير تحوّل مادة إلى مادة جديدة دائمًا إلى حدوث تفاعل كيميائي؟ فسر إجابتك.
62. اكتب صيغًا للمواد التالية وحدد حالاتها الفيزيائية.
    a. غاز ثاني أكسيد النيتروجين
    b. الجاليوم السائل
    c. كلوريد الباريوم المذاب في الماء
    d. كربونات الأمونيوم الصلبة
63. حدد المواد المتفاعلة في التفاعل التالي: عند وضع البوتاسيوم في محلول نيترات الخارصين، يتكوّن الخارصين ومحلول نيترات البوتاسيوم.
64. زن تفاعل كبريتيد الهيدروجين مع غاز الأكسجين.

$$H_2S(g) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + H_2O(g)$$

65. اكتب معادلة بالكلمات تعبّر عن المعادلات بالصيغ التالية:
    a. $Cu(s) + O_2(g) \rightarrow CuO(s)$
    b. $K(s) + H_2O(l) \rightarrow KOH(aq) + H_2(g)$
    c. $CaCl_2(aq) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + NaCl(aq)$
66. زن التفاعلات التالية:
    a. $(NH_4)_2Cr_2O_7(s) \rightarrow Cr_2O_3(s) + N_2(g) + H_2O(g)$
    b. $CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g)$

إتقان حل المسائل

67. يتفكك غاز يوديد الهيدروجين إلى غاز الهيدروجين وغاز اليود أثناء تفاعل التفكك. اكتب معادلة بالصيغ لهذا التفاعل.
68. اكتب معادلات بالصيغ للتفاعلات التالية:
    a. كربونات الصوديوم صلب → أكسيد الصوديوم صلب + غاز ثاني أكسيد الكربون
    b. يوديد الألمنيوم الصلب → ألمنيوم صلب + يود صلب
    c. أكسيد الحديد (II) الصلب + غاز أكسجين → أكسيد الحديد (III) الصلب
69. اكتب معادلات بالصيغ للتفاعلات التالية:
    a. بيوتان سائل (C_4H_{10}) + غاز أكسجين → غاز ثاني أكسيد الكربون + ماء سائل
    b. كربونات الألمنيوم الصلب → أكسيد الألمنيوم الصلب + غاز ثاني أكسيد الكربون
    c. محلول نيترات الفضة + محلول كبريتيد الصوديوم → كبريتيد الفضة الصلب + محلول نيترات الصوديوم
70. اكتب معادلة بالصيغ للتفاعل بين الليثيوم الصلب وغاز الكلور لإنتاج كلوريد الليثيوم الصلب.
71. اكتب معادلات بالصيغ للتفاعلات التالية:
    a. فلوريد الحديد (III) الصلب → الحديد الصلب + غاز الفلور.
    b. → غاز ثالث أكسيد الكبريت + ماء سائل
    محلول حمض الكبريتيك
    c. → صوديوم صلب + محلول يوديد المغنيسيوم
    محلول يوديد الصوديوم + مغنيسيوم صلب
    d. أكسيد الفناديومV الصلب → فناديوم صلب + غاز أكسجين
72. اكتب معادلات بالصيغ للتفاعلات التالية:
    a. → ليثيوم صلب + محلول كلوريد الذهب (III)
    محلول كلوريد الليثيوم + ذهب صلب
    b. → حديد صلب + محلول نيترات القصدير (IV)
    محلول نيترات الحديد (III) + قصدير صلب
    c. → كلوريد النيكل (II) الصلب + غاز الأكسجين
    أكسيد النيكل (II) الصلب + غازخامس أكسيد ثنائي الكلور
    d. → محلول كرومات الليثيوم + محلول كلوريد الباريوم
    محلول كلوريد الليثيوم + كرومات الباريوم الصلب
73. زن المعادلات بالصيغ للتفاعلات الموضّحة في السؤال 71.
74. زن المعادلات بالصيغ للتفاعلات الموضّحة في السؤال 72.
75. اكتب معادلات كيميائية للتفاعلات التالية:
    a. عند احتراق النفثالين الصلب ($C_{10}H_8$) في الهواء، يكون ناتج التفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون والماء السائل.
    b. ينتج عن تمرير فقاعات غاز كبريتيد الهيدروجين عبر كلوريد المنغنيز (II) المذاب في الماء تكوّن راسب كبريتيد المنغنيز (II) وحمض الهيدروكلوريك.
    c. يتفاعل المغنيسيوم الصلب مع غاز النيتروجين لإنتاج نيتريد المغنيسيوم الصلب.
    d. ينتج عن تسخين غاز ثاني فلوريد الأكسجين غاز الأكسجين وغاز الفلور.

القسم 2

إتقان المفاهيم

76. دوّن كلًا من أنواع التفاعلات الكيميائية الأربعة واذكر مثالًا على كل نوع منها.
77. كيف تصنّف التفاعل الكيميائي الذي يتفاعل فيه مادتين لينتجا مادة واحدة فقط؟
78. ما الظروف التي يتكوّن فيها راسب في تفاعل كيميائي؟
79. هل سيحل فلز محل فلز آخر دائمًا في مركب مذاب في الماء؟ فسر إجابتك.
80. في كل من الأزواج التالية، أي عنصر سيحل محل الآخر في تفاعل معين؟
    a. القصدير والصوديوم
    b. الفلور واليود
    c. الرصاص والفضة
    d. النحاس والنيكل

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

إتقان حل المسائل

81. صنّف كلًا من التفاعلات الممثّلة بالمعادلات الكيميائية في السؤال 71.

82. صنّف كلًا من التفاعلات الممثّلة بالمعادلات الكيميائية في السؤال 72.

■ الشكل 22

83. استخدم **الشكل 22** للإجابة عن الأسئلة التالية.
a. اكتب معادلة كيميائية للتفاعل بين المركبين الموضّحين في الشكل.
b. صنّف هذا التفاعل.

84. اكتب معادلة كيميائية موزونة لتمثل تفاعل احتراق الميثانول السائل (CH_3OH).

85. اكتب معادلات كيميائية لكل من تفاعلات التكوين التالية:
a. البورون + الفلور ⟶
b. الجرمانيوم + الكبريت ⟶
c. الزركونيوم + النيتروجين ⟶
d. حمض الفوسفوريك ⟵ عاشر أكسيد رباعي الفوسفور + ماء

86. **الاحتراق** اكتب معادلة كيميائية لاحتراق كل من المواد التالية. إذا كان المركب يحتوي على الكربون والهيدروجين، افترض أنّ الناتج يكون غاز ثاني أكسيد الكربون والماء السائل.
a. الباريوم الصلب
b. البورون الصلب
c. الأسيتون السائل (C_3H_6O)
d. الأوكتان السائل (C_8H_{18})

87. اكتب معادلات كيميائية لكل من تفاعلات التفكك التالية:
a. بروميد المغنيسيوم ⟶
b. أكسيد الكوبالت (II) ⟶
c. هيدروكسيد التيتانيوم (IV) ⟶
أكسيد التيتانيوم (IV) + ماء
d. أكسيد الباريوم + ثاني أكسيد الكربون ⟶ كربونات الباريوم

88. اكتب معادلات كيميائية لتفاعلات الاستبدال الأحادي التي قد تحدث في الماء. إذا لم يحدث تفاعل، فاكتب *NR* بدلًا من النواتج.
a. النيكل + كلوريد المغنيسيوم ⟶
b. الكالسيوم + بروميد النحاس (II) ⟶
c. البوتاسيوم + نيترات الألمنيوم ⟶
d. المغنيسيوم + نيترات الفضة ⟶

القسم 3

إتقان المفاهيم

89. أكمل المعادلة بالكلمات التالية:
⟶ مذاب + مذيب

90. عرّف كلًا من المصطلحات التالية: المحلول والمذيب والمذاب.

91. عند حدوث التفاعلات في محاليل مائية، ما أنواع النواتج الشائعة التي تنتج؟

92. قارن وقابل بين المعادلات الكيميائية والمعادلات الأيونية.

93. ما المعادلة الأيونية الصّرفة؟ وكيف تختلف عن المعادلة الأيونية الكاملة؟

94. عرّف الأيون المتفرج.

95. اكتب المعادلة الأيونية الصّرفة للتفاعل الكيميائي الذي يحدث في محلول مائي ويُنتج ماء.

إتقان حل المسائل

96. أكمل المعادلات الكيميائية التالية:
a. $Na(s) + H_2O(l) \rightarrow$
b. $K(s) + H_2O(l) \rightarrow$

97. أكمل المعادلة الكيميائية التالية:
$$CuCl_2(s) + Na_2SO_4(aq) \rightarrow$$

98. اكتب المعادلتين الأيونية الكاملة والأيونية الصّرفة للتفاعل الكيميائي في السؤال 97.

99. اكتب المعادلات الأيونية الكاملة والأيونية الصّرفة لكل من التفاعلات التالية:
a. $K_2S(aq) + CoCl_2(aq) \rightarrow 2KCl(aq) + CoS(s)$
b. $H_2SO_4(aq) + CaCO_3(s) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + CaSO_4(s)$
c. $2HClO(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + Ca(ClO)_2(aq)$

100. يحدث تفاعل عند مزج حمض الهيدروكبريتيك (H_2S) مع محلول بروميد الحديد (III) . ينتج عن التفاعل كبريتيد الحديد (III) الصلب ومحلول بروميد الهيدروجين. اكتب المعادلتين الكيميائية والأيونية الصّرفة للتفاعل.

101. اكتب المعادلات الأيونية الكاملة والأيونية الصّرفة لكل من التفاعلات التالية:
a. $H_3PO_4(aq) + 3RbOH(aq) \rightarrow 3H_2O(l) + Rb_3PO_4(aq)$
b. $HCl(aq) + NH_4OH(aq) \rightarrow H_2O(l) + NH_4Cl(aq)$
c. $2HI + (NH_4)_2S(aq) \rightarrow H_2S(g) + 2NH_4I(aq)$
d. $HNO_3(aq) + KCN(aq) \rightarrow HCN(g) + KNO_3(aq)$

102. **الورق** يحدث تفاعل عند مزج حمض الكبريتوز (H_2SO_3) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم. وينتج عن التفاعل محلول كبريتيت الصوديوم، وهي مادة تستخدم في صناعة الورق. اكتب المعادلتين الكيميائية والأيونية الصّرفة للتفاعل.

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

التقويم

مراجعة عامة

103. **البناء الضوئي** حدد النواتج في التفاعل التالي الذي يحدث في النباتات: يتفاعل ثاني أكسيد الكربون والماء لإنتاج الجلوكوز والأكسجين.

104. كيف تختلف المحاليل المائية للسكروز وكلوريد الهيدروجين؟

105. اكتب المعادلة بالكلمات لكل من المعادلات بالصيغ الأتية: C_6H_6 هي صيغة البنزين.

a. $C_6H_6(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$
b. $CO(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
c. $Cl_2(g) + NaBr(s) \rightarrow NaCl(s) + Br_2(g)$
d. $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$

106. صنّف كلًا من التفاعلات الممثّلة بالمعادلات الكيميائية في السؤال 105.

107. اكتب معادلات بالصيغ للتفاعلات التالية:

a. → محلول فوسفات الأمونيوم + محلول بروميد الكروم (III)
محلول بروميد الأمونيوم + فوسفات الكروم (III) الصلب
b. → هيدروكسيد الكروم (VI) الصلب
أكسيد الكروم (VI) الصلب +ماء سائل
c. → ألمنيوم صلب + محلول كلوريد النحاس (I)
محلول كلوريد الألمنيوم + نحاس صلب
d. → محلول يوديد البوتاسيوم + محلول نيترات الزئبق (I)
محلول نيترات البوتاسيوم + يوديد زئبق (I) صلب

108. زن المعادلات بالصيغ للتفاعلات الموضحة في السؤال 107.

109. صنّف كلًا من التفاعلات الممثّلة بالمعادلات الكيميائية في السؤال 108.

110. توقّع ما إذا كان كل من التفاعلات التالية سيحدث في محاليل مائية. وإذا توقعت عدم حدوث تفاعل، فسر استنتاجك. ملاحظة: تترسب كبريتات الباريوم وبروميد الفضة في المحاليل المائية.

a. → هيدروكسيد الصوديوم + كبريتات الأمونيوم
b. → كبريتات النيوبيوم (V) + نيترات الباريوم
c. → بروميد السترونشيوم + نيترات الفضة

111. أكمل المعلومات المفقودة في المعادلة بالصيغ التالية وزن المعادلة الكيميائية:

$$NaOH(aq) + ___ \rightarrow 3NaCl(aq) + Al(OH)_3(aq)$$

112. **تكوُّن راسب** تؤدي إضافة حمض الهيدروكلوريك إلى كأسين أحدهما يحتوي على محلول من كلوريد الصوديوم ($NaCl$) والآخر على محلول نيترات الفضة ($AgNO_3$) إلى تكوُّن راسب أبيض في أحد الكأسين.

a. أي كأس تحتوي على راسب؟
b. ما الراسب؟
c. اكتب معادلة كيميائية توضّح التفاعل.
d. صنّف التفاعل.

113. اكتب المعادلة بالصيغ والمعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل بين الحديد والكلور.

114. اكتب معادلة كيميائية تمثّل تفكك الماء إلى ناتجين غازيين. ما النواتج؟

115. ميّز بين المركب الأيوني والمركب الجزيئي المذابين في الماء، هل تتأين كل المركبات الجزيئية عندما تذوب في الماء؟ فسر إجابتك.

116. صنّف نوع التفاعلات التي تحدث في المحاليل المائية واذكر مثالًا لدعم إجابتك.

التفكير الناقد

117. **اشرح** طريقة وزن معادلة يكون فيها عدد المواد المتفاعلة أكثر من عدد المواد الناتجة. .

118. **طبّق** صِف تفاعل محلولي كبريتيد الصوديوم وكبريتات النحاس (II) الذي ينتج عنه راسب كبريتيد النحاس (II).

119. **توقّع** وُضعت قطعة من فلز الألمنيوم في محلول KCl. ووُضعت قطعة أخرى من الألمنيوم في محلول $AgNO_3$. فسر سبب حدوث أو عدم حدوث تفاعل كيميائي في كل حالة.

120. **صمِّم تجربة** تعتقد أنّ الماء الموجود في بحيرة قريبة من مدرستك قد يحتوي على الرصاص في شكل أيونات Pb^{2+} (aq). صُغ اعتقادك كفرضية وصمِّم تجربة لاختبار نظريتك. واكتب المعادلات الأيونية الصِّرفة لتفاعلات تجربتك. (تلميح: في المحلول المائي، يكوّن Pb^{2+} مركّبات صلبة مع أيونات Cl^- وBr^- وI^- وSO_4^{2-}).

121. **توقّع** عند تفاعل فلز الصوديوم مع الماء، فإنه يُنتج هيدروكسيد الصوديوم وغاز الهيدروجين وحرارة. اكتب معادلات كيميائية موزونة لتفاعل Li وNa وK مع الماء. استخدم **الشكل 13** لتوقع ترتيب كمية الحرارة المنطلقة من الأقل إلى الأكثر.

122. **طبّق** اكتب المعادلات الكيميائية والمعادلات الأيونية الصِّرفة لكل من التفاعلات التالية التي قد تحدث في المحاليل المائية. إذا لم يحدث تفاعل، اكتب *NR* بدلًا من النواتج. يترسّب فوسفات المغنيسيوم في محلول مائي.

a. $KNO_3 + CsCl \rightarrow$
b. $Ca(OH)_2 + KCN \rightarrow$
c. $Li_3PO_4 + MgSO_4 \rightarrow$
d. $HBrO + NaOH \rightarrow$

123. **حلِّل** فسر سبب تكوّن الصدأ على المسمار المُعرَّض للهواء، في حين لا يتكوّن الصدأ على المسمار نفسه المعرض لبيئة من النيتروجين النقي.

124. **قيِّم** اكتب معادلة كيميائية موزونة لتفاعل الألمنيوم مع الأكسجين لإنتاج أكسيد الألمنيوم.

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

مسألة تحدي

125. يحدث تفاعل الاستبدال الأحادي بين النحاس ونيترات الفضة. وعند تفاعل 63.5 g من النحاس مع 339.8 g من نيترات الفضة، ينتج 215.8 g من الفضة. اكتب معادلة كيميائية موزونة لهذا التفاعل. وما النواتج الأخرى التي تكوّنت؟ وما كتلة الناتج الثاني؟

مراجعة تراكمية

126. أكمل المسائل التالية باستخدام الترميز العلمي. قرّب إلى العدد الصحيح من الأرقام المعنوية.

a. $(5.31 \times 10^{-2}\ \text{cm}) \times (2.46 \times 10^{5}\ \text{cm})$

b. $(6.42 \times 10^{-2}\ \text{g}) \div (3.21 \times 10^{-3}\ \text{g})$

c. $(9.87 \times 10^{4}\ \text{g}) - (6.2 \times 10^{3}\ \text{g})$

127. ميّز بين الخليط والمحلول والمركب.

128. تتوفر بيانات من النظائر الأربعة للكروم التي توجد في الطبيعة عن **الجدول 5**. احسب الكتلة الذرية للكروم.

الجدول 5 بيانات نظائر الكروم

النظير	نسبة الوفرة المئوية	الكتلة (amu)
كروم - 50	4.35%	49.946
كروم - 52	83.79%	51.941
كروم - 53	9.50%	52.941
كروم - 54	2.36%	53.939

129. ميّز بين الترتيب الإلكتروني والترميز النقطي للإلكترونات.

130. حدد العناصر حسب ترتيبها الإلكتروني.

a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b. $[Ne]3s^2 3p^4$

c. $[Xe]6s^2$

131. اكتب الترتيب الإلكتروني للعنصر المناسب لكل وصف.

a. شبه فلز في المجموعة 13

b. لافلز في المجموعة 15، الدورة 3

132. صف كيف تتكون الأيونات الموجبة والسالبة.

133. اكتب الصيغ الكيميائية للمركّبات التي تتكوّن من ارتباط كل زوج من الأيونات التالية:.

a. النحاس (I) والكبريتيت

b. القصدير (VI) والفلوريد

c. الذهب (III) والسيانيد

d. الرصاص (II) والكبريتيد

الكتابة في ◀ الكيمياء

134. **كيمياء المطبخ** اصنع ملصقًا يصف التفاعلات الكيميائية التي تحدث في المطبخ.

135. **المعادلات الرياضية** اكتب تقريرًا يقارن ويقابل بين المعادلات الكيميائية والمعادلات الرياضية.

136. **وزن المعادلات** أنشئ مخططًا يصف طريقة وزن المعادلات الكيميائية.

أحرم أسئلة حول مستند

الذائبية يستخدم العلماء، لتحديد ما إذا كان أحد الرواسب سيتكون في تفاعل كيميائي، جدولًا لقواعد الذائبية. يسرد **الجدول 6** قواعد الذائبية للمركبات الأيونية في الماء.

ثم الحصول على البيانات من: Van Der Sluys, W.G. 2001, *J. Chem. Ed.* 78:111–115

الجدول 6 قواعد الذائبية للمركبات الأيونية في الماء

المركب الأيوني	القاعدة
أملاح قابلة للذوبان	تكوّن كاتيونات المجموعة الأولى وأيونات NH_4^+ أملاحًا قابلة للذوبان.
	جميع النيترات قابلة للذوبان.
	معظم الهاليدات قابلة للذوبان، باستثناء هاليدات Pb^{2+} وHg_2^{2+} وAg^+ وCu^+.
	معظم الكبريتات قابلة للذوبان، باستثناء كبريتات Ba^{2+} وSr^{2+} وPb^{2+} وAg^+ وCa^{2+} وHg_2^{2+} فإنها قابلة للذوبان قليلًا.
أملاح غير قابلة للذوبان	عادةً ما تكون الهيدروكسيدات والأكاسيد والكبريتيدات غير قابلة للذوبان، باستثناء تلك الموجودة مع أيونات المجموعة الأولى وNH_4^+ حيث تكون قابلة للذوبان وتلك الموجودة مع أيونات المجموعة الثانية حيث تكون قابلة للذوبان قليلًا.
	عادةً ما تكون الكرومات والفوسفات والكربونات غير قابلة للذوبان، باستثناء تلك الموجودة مع أيونات المجموعة الأولى وNH_4^+ حيث تكون قابلة للذوبان.

باستخدام قواعد الذائبية الواردة في الجدول أعلاه، أكمل المعادلات الكيميائية التالية، ووضّح ما إذا كان الراسب يتكوّن أم لا. وحدد الراسب، وإذا لم يحدث تفاعل، اكتب *NR*.

137. $Ca(NO_3)_2(aq) + Na_2CO_3(aq) \rightarrow$

138. $Mg(s) + NaOH(aq) \rightarrow$

139. $PbS(s) + LiNO_3(aq) \rightarrow$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

تدريب على الاختبار المعياري

اختيار من متعدد

1. ما نوع التفاعل الذي تصفه المعادلة التالية؟

$$Cs(s) + H_2O(l) \rightarrow CsOH(aq) + H_2(g)$$

A. الاستبدال الثنائي
B. الاحتراق
C. التفكك
D. الاستبدال الأحادي

استخدم الشكل أدناه للإجابة عن السؤال 2.

2. أي التفاعلات التالية يحدث بين الهالوجينات وأملاح الهاليدات؟

A. $F_2(g) + FeI_2(aq) \rightarrow FeF_2(aq) + I_2(l)$
B. $I_2(s) + MnBr_2(aq) \rightarrow MnI_2(aq) + Br_2(g)$
C. $Cl_2(s) + SrF_2(aq) \rightarrow SrCl_2(aq) + F_2(g)$
D. $Br_2(l) + CoCl_2(aq) \rightarrow CoBr_2(aq) + Cl_2(g)$

3. أيّ من التالي يمثل الترتيب الإلكتروني للحديد؟

A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
B. $[Ar]3d^6$
C. $1s^2 2p^6 3p^6 3d^6$
D. $[Ar]4s^2 4d^6$

4. أيّ من التالي يُعدّ وصفًا نمطيًا لخصائص عناصر الجدول الدوري؟

A. تكرار خواصها الفيزيائية عند ترتيبها حسب زيادة نصف القطر الذري
B. تكرار خواصها الكيميائية عند ترتيبها حسب زيادة الكتلة الذرية
C. التكرار الدوري لخواصها عند ترتيبها حسب زيادة العدد الذري
D. التكرار الدوري لخواصها عند ترتيبها حسب زيادة الكتلة الذرية

5. عند الانتقال من أعلى إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري، أي من الخاصيتَين الذريتَين تتبعان الاتجاه نفسه؟

A. نصف القطر الذري وطاقة التأين
B. نصف القطر الأيوني ونصف القطر الذري
C. طاقة التأين ونصف القطر الأيوني
D. نصف القطر الأيوني والسالبية الكهربائية

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة من 6 حتى 8.

الخواص الفيزيائية لمركّبات أيونية مختارة

المركّب	الاسم	الحالة عند 25°C	قابل للذوبان في الماء؟	درجة الانصهار (°C)
$NaClO_3$	كلورات الصوديوم	صلب	نعم	248
Na_2SO_4	كبريتات الصوديوم	صلب	نعم	884
$NiCl_2$	كلوريد النيكل (II)	صلب	نعم	1031
$Ni(OH)_2$	هيدروكسيد النيكل (II)	صلب	لا	230
$AgNO_3$	نيترات الفضة	صلب	نعم	210

6. تم مزج محلول مائي من كبريتات النيكل (II) مع محلول هيدروكسيد الصوديوم، هل سيحدث تفاعل مرئي؟

A. لا، إنّ هيدروكسيد النيكل (II) الصلب قابل للذوبان في الماء.
B. لا، إنّ كبريتات الصوديوم الصلبة قابلة للذوبان في الماء.
C. نعم، ستترسَّب كبريتات الصوديوم الصلبة من المحلول.
D. نعم، سيترسَّب هيدروكسيد النيكل (II) الصلب من المحلول.

7. ماذا يحدث عند مزج $AgClO_3(aq)$ و $NaNO_3(aq)$؟

A. لا يحدث تفاعل مرئي.
B. يترسب $NaClO_3$ الصلب من المحلول.
C. يُطلق غاز NO_2 أثناء التفاعل.
D. ينتج فلز Ag صلب.

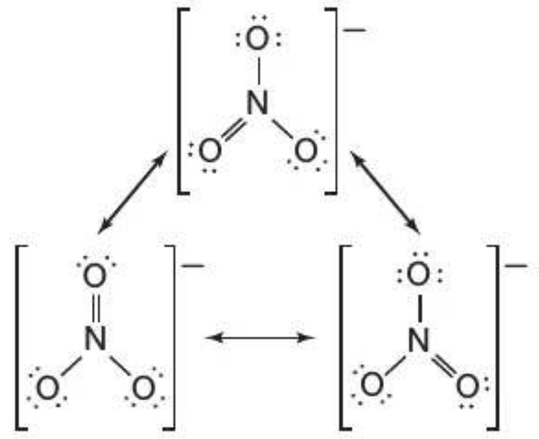
8. يتم وضع هيدروكسيد النيكل (II) المطحون بعناية في كأس من الماء، يترسب إلى قاع الكأس ويبقى بدون تغيير، ثم يُضاف محلول مائي من حمض الهيدروكلوريك (HCl) إلى الكأس، ويختفي $Ni(OH)_2$. ما المعادلة التي توفّر أفضل وصف لما حدث في الكأس؟

A. $Ni(OH)_2(s) + HCl(aq) \rightarrow NiO(aq) + H_2(g) + HCl(aq)$
B. $Ni(OH)_2(s) + 2HCl(aq) \rightarrow NiCl_2(aq) + 2H_2O(l)$
C. $Ni(OH)_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow NiCl_2(aq) + 2H_2O(l)$
D. $Ni(OH)_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow NiCl_2(aq) + 3H_2O(l) + O_2(g)$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم الرسم التخطيطي أدناه للإجابة عن السؤالين *9* و *10*.



9. ما اسم بُنى لويس المتعددة الموضّحة في الرسم التخطيطي؟

10. لماذا تتكوَّن هذه البُنى؟

11. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة التي تعبّر عن تفاعل الكالسيوم الصلب مع الماء لتكوين محلول هيدروكسيد الكالسيوم وغاز الهيدروجين.

أسئلة ذات إجابات مفتوحة

استخدم المعادلة الكيميائية الجزئية أدناه للإجابة عن السؤالين 12 و 13.

$$AlCl_3(aq) + Fe_2O_3(aq) \rightarrow$$

12. ما نوع التفاعل الممثل بهذه المعادلة؟ اشرح طريقة معرفة ذلك من المواد المتفاعلة.

13. توقّع النواتج التي ستتكوَّن من هذا التفاعل. استخدم دليلًا من التفاعل لدعم إجابتك.

14. ما الترتيب الإلكتروني للأيون P^{3-}؟ اشرح أوجه الاختلاف بين هذا الترتيب وترتيب الذرة المتعادلة للفوسفور.

أسئلة من اختبار الكفاءة الدراسية (SAT): الكيمياء

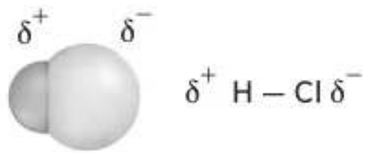
15. كان الكلوروفورم ($CHCl_3$) إحدى المواد المخدرة الأولى التي تم استخدامها في مجال الطب. يحتوي جزيء الكلوروفورم على 26 إلكترون تكافؤ. كم عدد إلكترونات التكافؤ التي تُشكل جزءًا من الروابط التساهمية؟

A. 26 **C.** 8 **E.** 2
B. 13 **D.** 4

16. ما الذي لا يُعدّ صحيحًا في الذرة التي تتبع قاعدة الثمانية؟

A. تحصل على مجموعة كاملة من إلكترونات التكافؤ الثمانية
B. يكون لها الترتيب الإلكتروني للغاز النبيل
C. الترتيب الإلكتروني ثابت بشكل غير معتاد
D. تتمتع بترتيب إلكتروني لمستواها الخارجي s^2p^6
E. ستخسر إلكترونات

استخدم الشكل أدناه للإجابة عن السؤال *17*.



17. ما العبارة التي لا تصف نموذج HCl الموضّح أعلاه بشكل صحيح؟

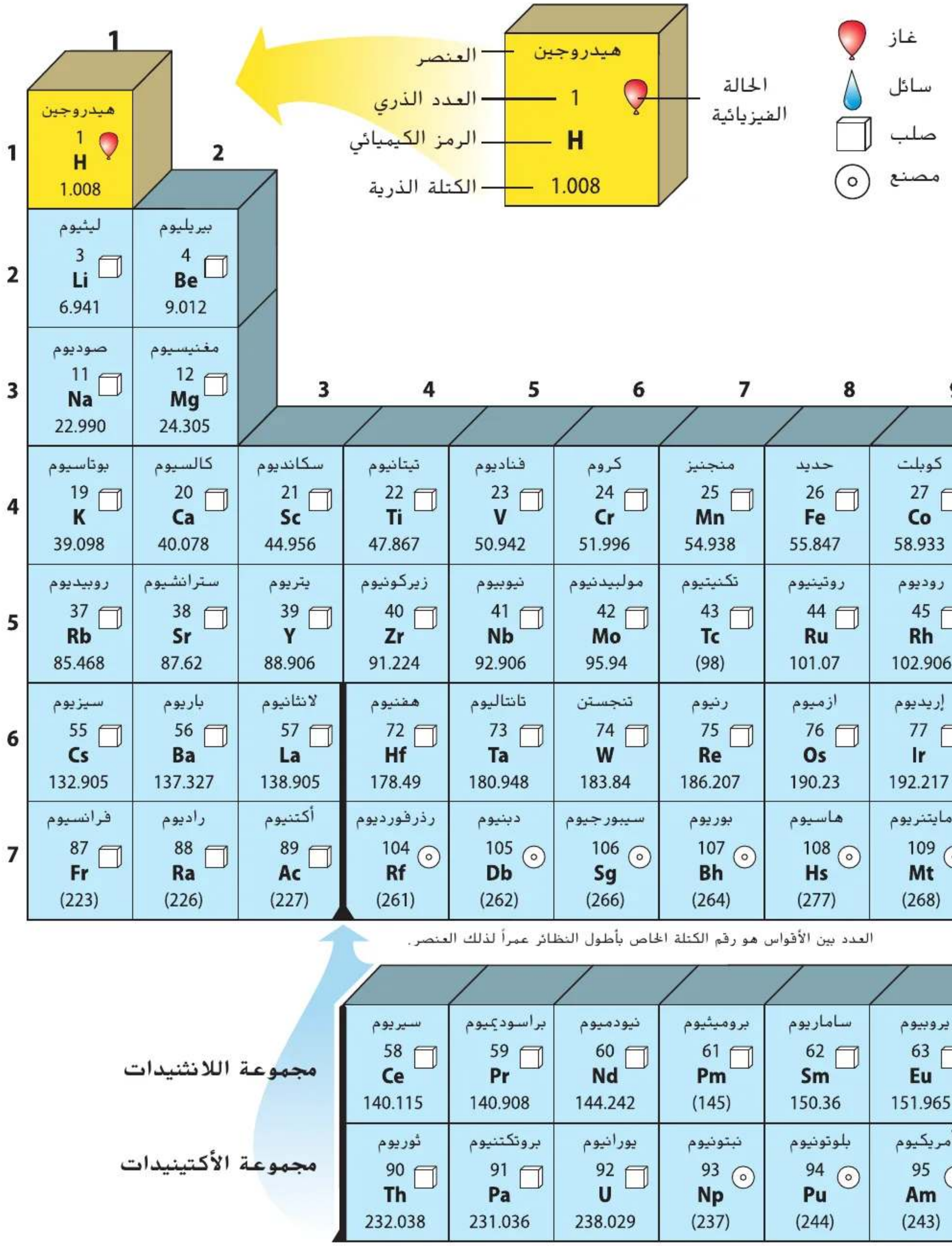
A. توجد رابطة غير قطبية بين الذرتين.
B. يتمتع الكلور بقدرة أكبر على جذب الإلكترونات مقارنة بالهيدروجين.
C. الإلكترونات الموجودة في الرابطة مشتركة بصورة غير متساوية.
D. يذوب هذا المركب في مادة قطبية.
E. السالبية الكهربائية للكلور أكبر من الهيدروجين.

18. ينتج عن احتراق الإيثانول (C_2H_6O) ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء. ما المعادلة التي توفر أفضل وصف لهذه العملية؟

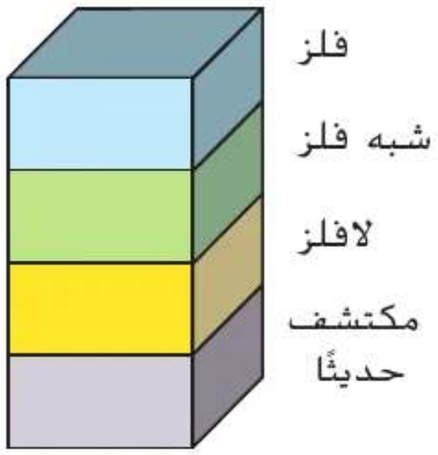
A. $C_2H_6O(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$
B. $C_2H_6O(l) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$
C. $C_2H_6O(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$
D. $C_2H_6O(l) \rightarrow 3O_2(l) + 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$
E. $C_2H_6O(l) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(g)$

حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

الجدول الدوري للعناصر



McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة



10	11	12	13	14	15	16	17	18
								هيليوم 2 **He** 4.003
			بورون 5 **B** 10.811	كربون 6 **C** 12.011	نيتروجين 7 **N** 14.007	أكسجين 8 **O** 15.999	فلور 9 **F** 18.998	نيون 10 **Ne** 20.180
			ألمنيوم 13 **Al** 26.982	سيليكون 14 **Si** 28.086	فوسفور 15 **P** 30.974	كبريت 16 **S** 32.066	كلور 17 **Cl** 35.453	أرجون 18 **Ar** 39.948
نيكل 28 **Ni** 58.693	نحاس 29 **Cu** 63.546	خارصين 30 **Zn** 65.39	جاليوم 31 **Ga** 69.723	جرمانيوم 32 **Ge** 72.61	زرنيخ 33 **As** 74.922	سيلينيوم 34 **Se** 78.96	بروم 35 **Br** 79.904	كريبتون 36 **Kr** 83.80
بلاديوم 46 **Pd** 106.42	فضة 47 **Ag** 107.868	كادميوم 48 **Cd** 112.411	انديوم 49 **In** 114.82	قصدير 50 **Sn** 118.710	أنتيمون 51 **Sb** 121.757	تيلوريوم 52 **Te** 127.60	يود 53 **I** 126.904	زينون 54 **Xe** 131.290
بلاتين 78 **Pt** 195.08	ذهب 79 **Au** 196.967	زئبق 80 **Hg** 200.59	تاليوم 81 **Tl** 204.383	رصاص 82 **Pb** 207.2	بزموت 83 **Bi** 208.980	بولونيوم 84 **Po** 208.982	أستاتين 85 **At** 209.987	رادون 86 **Rn** 222.018
دارمشتاتيوم 110 **Ds** (281)	رونتجينيوم 111 **Rg** (272)	كوبرنيسيوم 112 **Cn** (285)	أنونتريوم * 113 **Uut** (284)	أنون كواديوم 114 **Fl** (289)	أنون بينتيوم * 115 **Uup** (288)	ليفرموريوم 116 **Lv** (293)	أنون سبتيوم * 117 **Uus** (294)	أنون أوكتيوم * 118 **Uuo** (294)

* أسماء ورموز العناصر 113 و 115 و 117 و 118 مؤقتة. سوف يتم تحديد الأسماء النهائية عندما يتم التحقق من صحة اكتشافات العناصر .

جادولينيوم 64 **Gd** 157.25	تربيوم 65 **Tb** 158.925	ديسبروسيوم 66 **Dy** 162.50	هولميوم 67 **Ho** 164.930	إربيوم 68 **Er** 167.259	تليوم 69 **Tm** 168.934	يتربيوم 70 **Yb** 173.04	لوتيتيوم 71 **Lu** 174.967
كوريوم 96 **Cm** (247)	بركليوم 97 **Bk** (247)	كاليفورنيوم 98 **Cf** (251)	أينشتاينيوم 99 **Es** (252)	فرميوم 100 **Fm** (257)	مندلفيوم 101 **Md** (258)	نوبليوم 102 **No** (259)	لورنسيوم 103 **Lr** (262)

McGraw-Hill Education حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة

شکر و تقدیر

نسخة الطلاب

iii Leksele/Shutterstock; **2-3** (bkgd)Gerard Lodriguss/ Science Source; **4** (l)Matt Meadows/McGraw-Hill, (c) Matt Meadows/McGraw-Hill Education, (r)McGraw-Hill Education; **5** Matt Meadows/ McGraw-Hill Education; **6** David Parker/Science Source; **9** Aumm graphixphoto/Shutterstock; **10** Andrew Fox/ CORBIS; **17** Brian Kanof/McGraw-Hill Education; **21** Jose Antonio Moreno/age fotostock Spain, S.L./Alamy Stock Photo; **32** Matt Meadows/ McGraw-Hill Education; **40-41** moodboard/age fotostock; **43** SPL/Science Source; **45** McGraw-Hill Education; **49** MIYOKO OYASHIKI/CORBIS; **60** Rich Carey/Shutterstock; **63** Oliver Burston/Ikon/Getty Images; **72-73** Tane Casserley NOAA/NMS Maritime Heritage Program; **74** amooo/ Alamy; **76** Matt Meadows/ McGraw-Hill Education; **78** (l) Charles D. Winters/Science Source, (r)Andrew Lambert Photography/Science Source; **80** Colin Woods/Alamy Stock Photo; **81** (t)Sheri Neva/CORBIS, (c)Cat Gwynn/CORBIS, (b)PHILIPPE PLAILLY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/Photo Researchers; **82** (l)Lawrence Lawry/Science Source, (c) Mark A. Schneider/Science Source, (r)michal812/iStock/ Getty Images; **88** guvendemir/iStock/Getty Images; **96** Greg Huglin/SuperStock; **97** maogg/iStock/Getty Images; **98** Matt Meadows/McGraw-Hill Education; **106-107** Image Work/amanaimage/ age fotostock; **108** Comstock Images/Alamy; **112** Visual Arts Library (London)/Alamy Stock Photo;; **115** Charles O'Rear/ CORBIS; **125** Suzanne Long/ Alamy Stock Photo;; **129** (l) Matt Meadows/McGraw-Hill Education, (c)Matt Meadows/ McGraw-Hill Education, (r) Matt Meadows/McGraw-Hill Education; **136** Samjaw/Shutterstock; **138** David Gowans/ Alamy; **139** (t)Kuttelvaserova Stuchelova/Shutterstock, (tcl) Perennou Nuridsany/Science Source, (tcr)Susumu Nishinaga/Science Source, (c)Micro Discovery/CORBIS, (b)Imagemore Co., Ltd./CORBIS; **140** The McGraw-Hill Companies, Inc/Matt Meadows, photographer; **148-149** (bkgd)Woodfall Wild Images/Alamy Stock Photo;; **148** (t)Ingram Publishing, (b)Kevin Schafer/Alamy Stock Photo; **150** Charles D. Winters/Science Source; **151** (l)PHOTOTAKE Inc./Alamy Stock Photo;, (r)Mihaela Ninic/Alamy Stock Photo;; **152** Charles D. Winters/Science Source; **155** Dobermaraner/ Shutterstock; **158** (t)Josh Westrich/zefa/CORBIS, (b)Jeff Vanuga/CORBIS; **159** (l)Ingram Publishing/SuperStock, (r)Bettmann/CORBIS; **160** Courtesy of Mercedes-Benz Canada; **161** (l)Matt Meadows/McGraw-Hill Education, (r)Charles D. Winters/ Science Source; **163** Donald Pye/Alamy Stock Photo; **164** Andrew Lambert Photography/Science Source; **167** Matt Meadows/McGraw-Hill Education; **168** Matt Meadows/McGraw-Hill Education; **171** Matt Meadows/McGraw-Hill Education; **173** Charles D. Winters/ Science Source; **177** (l)Eye of Science/Science Source, (r) Darwin Dale/Science Source, (bkgd)QuizChang/Getty Images; **178** Matt Meadows/ .McGraw-Hill Education

ملاحظات الطالب

ملاحظات الطالب

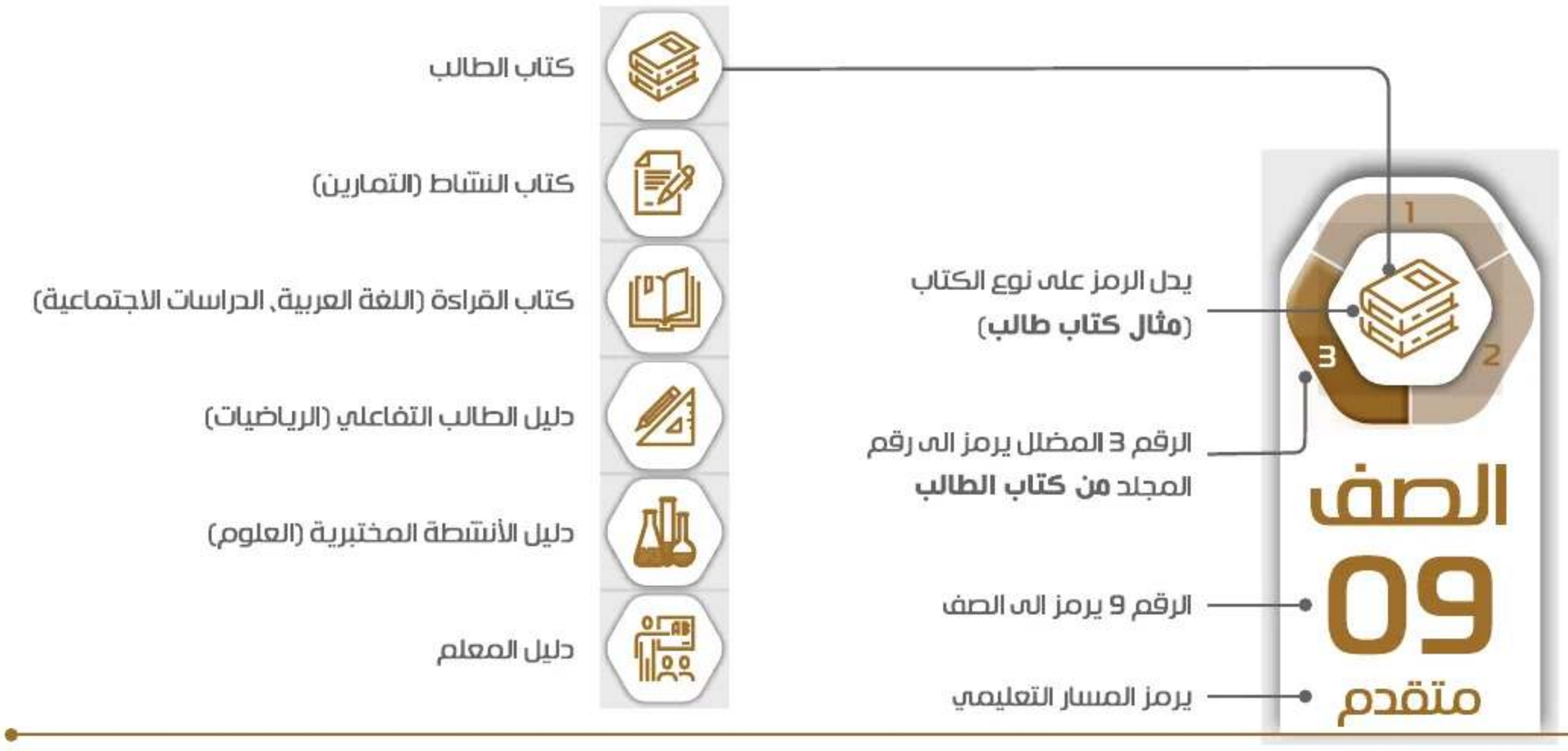
ملاحظات الطالب

ملاحظات الطالب

ملاحظات الطالب

دلائـــل رمـــوز الغلاف

لون الحلقة الثالثة



يدل الرمز على نوع الكتاب
(**مثال كتاب طالب**)

الرقم 3 المضلل يرمز الى رقم المجلد **من كتاب الطالب**

الرقم 9 يرمز الى الصف

يرمز المسار التعليمي

- كتاب الطالب
- كتاب النشاط (التمارين)
- كتاب القراءة (اللغة العربية، الدراسات الاجتماعية)
- دليل الطالب التفاعلي (الرياضيات)
- دليل الأنشطة المختبرية (العلوم)
- دليل المعلم

مركز اتصال وزارة التربية والتعليم

اقتراح - استفسار - شكوى

80051115

www.moe.gov.ae

Info@moe.gov.ae