



الإمارات العربية المتحدة
وزارة التربية والتعليم

5
4
عام المجتمع
YEAR OF COMMUNITY
٢٠٢١ UAE

نحن
الإمارات
WE THE UAE
2031

2025-2026

الكيمياء

نسخة الإمارات العربية المتحدة



الصف
10
متقدم

Mc
Graw
Hill

McGraw-Hill Education

الكيمياء

نسخة الإمارات العربية المتحدة

للسف 10 المتقدّم

مجلد 1



Project: McGraw-Hill Education United Arab Emirates Edition Advanced Science Grade 10 Vol 1 Chemistry

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

EM. End Matte, from Glencoe Chemistry: Matter and Change ©2017

صورة الغلاف: Konstantin Faraktinov/Shutterstock.com

mheducation.com/prek-12



جميع الحقوق محفوظة © للعام 2020 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 باعت له McGraw-Hill Education. هذه النسخة الإقليمية غير متاحة خارج أوروبا والشرق الأوسط وإفريقيا.

النسخة الإلكترونية

طُبِعَ في دولة الإمارات العربية المتحدة.

رقم النشر الدولي: 978-1-44-701153-8 (نسخة الطالب)
MHID: 1-44-701153-8 (نسخة الطالب)
رقم النشر الدولي: 978-1-44-701155-2 (نسخة المعلم)
MHID: 1-44-701155-4 (نسخة المعلم)

رقم النشر الدولي: 978-1-44-709396-1 (نسخة الطالب)
MHID: 1-44-709396-8 (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 المركّبات الأيونية والفلزات
- 4 الترابط التساهمي
- 5 التفاعلات الكيميائية
- 6 المول
- 7 الحسابات الكيميائية
- 8 حالات المادة
- 9 الغازات
- 10 المخاليط والمحاليل
- 11 سرعة التفاعلات الكيميائية

يتم تعريف المحتوى على تطبيق التعلم الذكي



جدول المحتويات

2	الإلكترونات في الذرات
2	التجربة الاستهلاكية كيف نعرف ما بداخل الذرة؟
4	القسم 1 الضوء والطاقة الكمية
12	تجربة مصفّرة تعرف على المركبات
14	القسم 2 نظرية الكم والذرة
18	مختبر حل المشكلات تفسير الرسومات التوضيحية العلمية
24	القسم 3 الترتيب الإلكتروني
31	الكيمياء و الصحة الملاحظ الدقيقة
32	مختبر الكيمياء تحليل الأطياف الخطية

Online
الوحدة
1

40	الجدول الدوري والقانون الدوري
40	التجربة الاستهلاكية كيف يمكنك معرفة الاتجاهات؟
42	القسم 1 تطور الجدول الدوري الحديث
48	مختبر حل المشكلات تحليل الاتجاهات
50	القسم 2 تصنيف العناصر
55	القسم 3 الاتجاهات الدورية
60	تجربة مصفّرة ترتيب العناصر
63	الكيمياء و الصحة العناصر في جسم الإنسان
64	مختبر الكيمياء استكشاف الكيمياء الوصفية

Online
الوحدة
2

الوحدة 3

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

الوحدة 4

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

الإلكترونات في الذرات

الفكرة الرئيسية تتميز ذرات كل عنصر بترتيب فريد للإلكترونات.

الأقسام

1 الضوء والطاقة الكمية

2 نظرية الكم والذرة

3 الترتيب الإلكتروني

التجربة الاستهلالية

كيف نعرف ما بداخل الذرة؟

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 الذرة. ما مدى جودة مهاراتك في الملاحظة والاستدلال؟ في هذه التجربة، ستحاول أن تتعرف على ما بداخل العلبة عن طريق وسائل الملاحظة.



الترتيب الإلكتروني

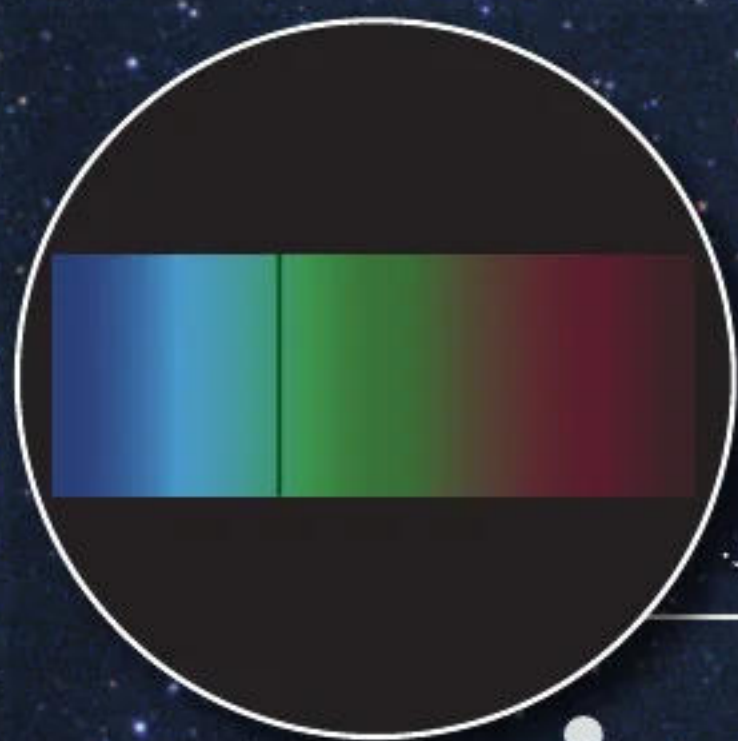
اصنع مطوية ثم قم بتسميتها كما هو موضح ثم استخدمها لتساعدك على تلخيص القواعد الثلاثة التي تحدد كيف يتم ترتيب الإلكترونات في الذرة

التوزيع الإلكتروني		
مبدأ أوفباو	مبدأ باولي	قاعدة هوند
مبدأ أوفباو	مبدأ باولي	قاعدة هوند



طيف الامتصاص من منكب الجوزاء.

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.



طيف
الامتصاص من رجل الجبار.



الضوء والطاقة الكميّة

القسم 1

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

هل سبق لك أن صادفت يوماً بارداً 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.

الكيمياء في حياتك

الذرة والأسئلة التي ليس لها إجابة

بعد اكتشاف ثلاثة جسيمات دون ذرية في بداية القرن العشرين، استمر العلماء في سعيهم لفهم البنية الذرية وترتيب الإلكترونات بداخل الذرات. وقد اقترح رذرفورد أن كل الشحنة الموجبة للذرة وكل كتلتها تقريباً تتركز في النواة المحاطة بالإلكترونات سريعة الحركة. لم يشرح النموذج طريقة ترتيب الإلكترونات الذرة في الفراغ حول النواة. كما لم يتناول السؤال المتعلق بسبب عدم انجذاب الإلكترونات سالبة الشحنة إلى داخل النواة موجبة الشحنة للذرة. لم يبدأ النموذج الذري 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 كلاً من الصوديوم والبوتاسيوم يتفاعلان بشدة حتى أن غاز الهيدروجين يمكن أن يشتعل وربما بفرقة أيضاً. 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 الذرة، سيكون من المفيد فهم طبيعة الضوء أولاً.

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

طول الموجة wave length

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

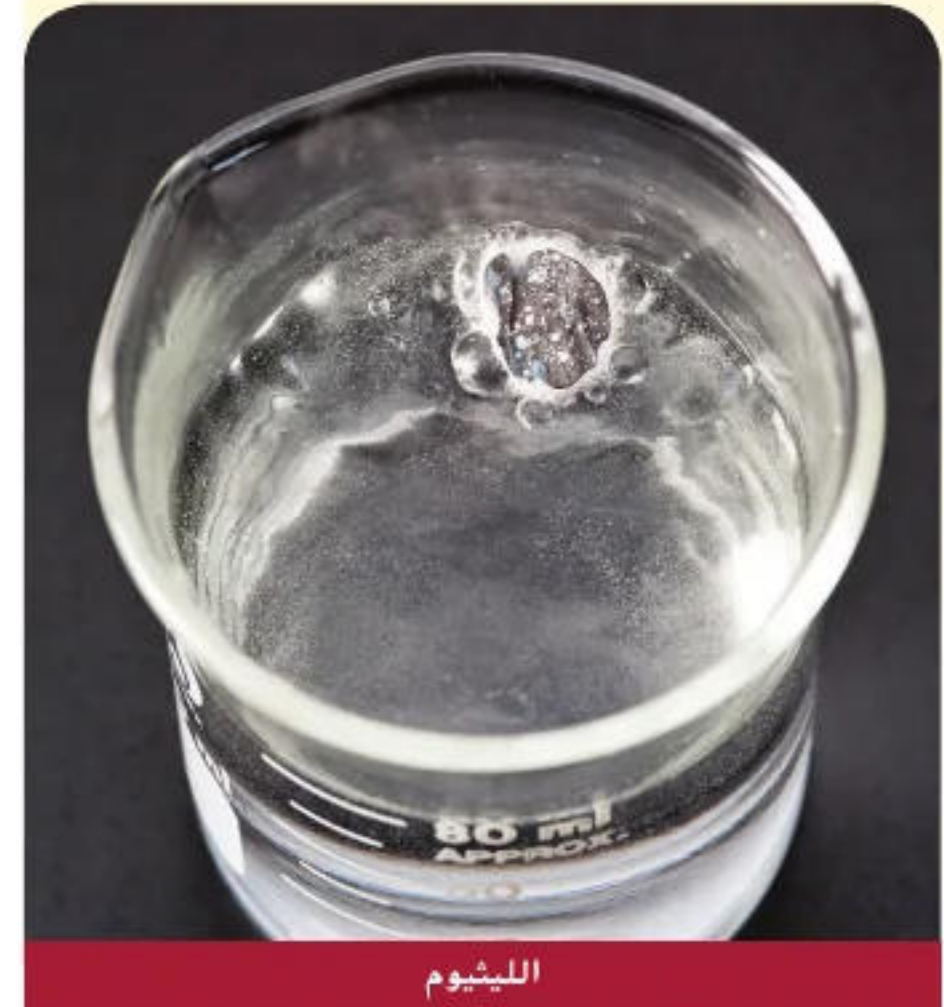
الشكل 1 يمكن أن يكون للعناصر المختلفة تفاعلات متشابهة مع الماء.



البوتاسيوم



الصوديوم



الليثيوم

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 والأسنان 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 ($1 \text{ nm} = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$).

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 ($1/\text{s}$) أو (s^{-1}), يصبح مصطلح موجة مفهومًا. يمكن التعبير عن تردد محدد بالطرائق الآتية:

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

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 $3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$ في الفراغ. لأن سرعة الضوء قيمة هامة وشاملة، فهي لها رمز خاص c ، سرعة الضوء هي حاصل ضرب طوله الموجي (λ) وتردده (ν).

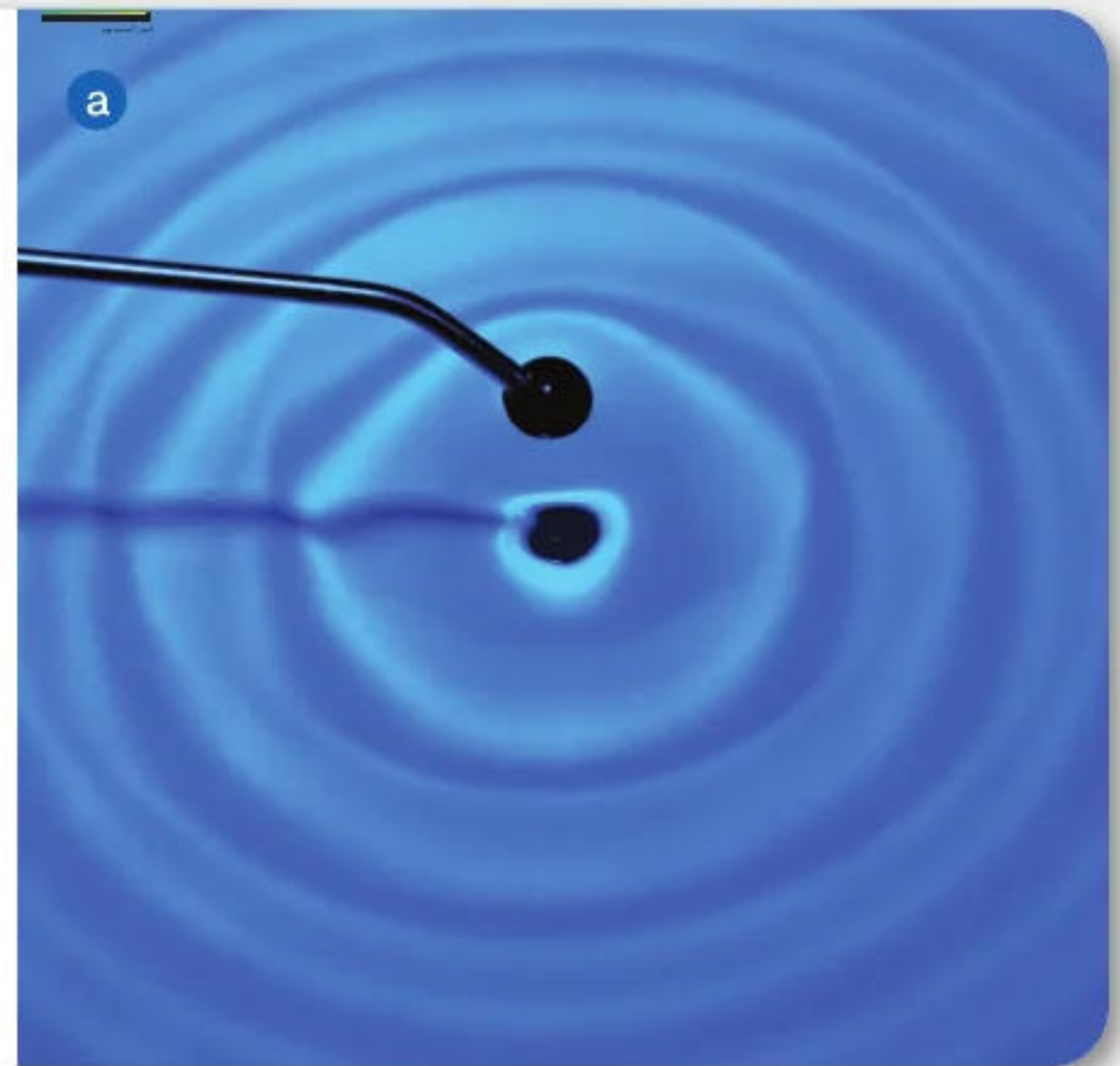
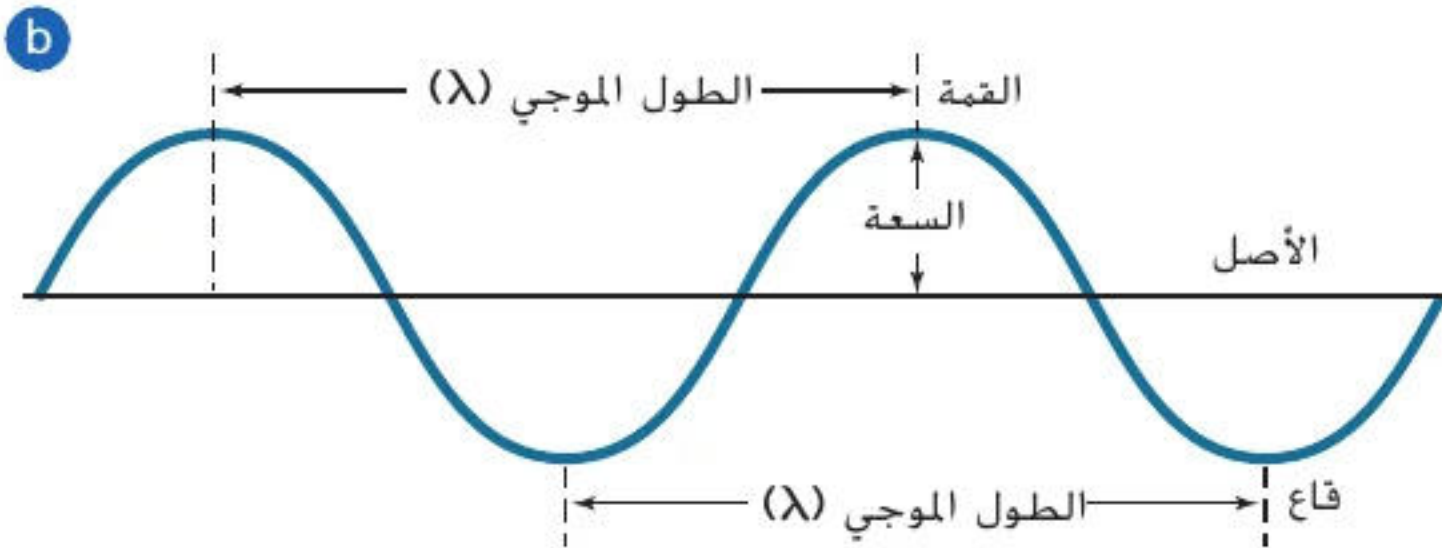
سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

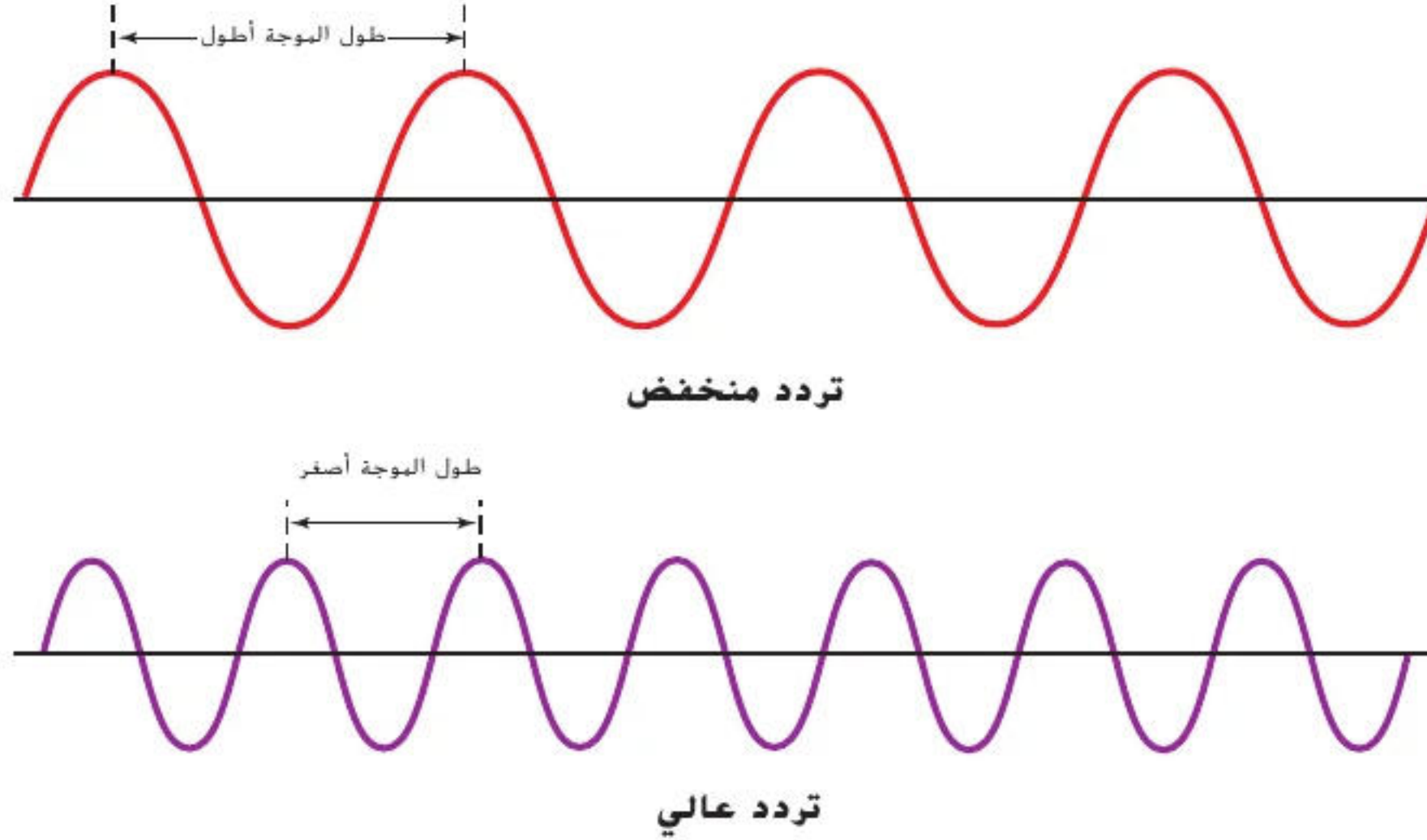
c هي سرعة الضوء في الفراغ.
 λ هي طول الموجة.
 ν هي التردد.

$$c = \lambda \nu$$

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 الرئيسية للموجات.
حدد قمة وقاع وطول موجة واحدة في الشكل.





■ 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. يتفصل 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 طيف 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.

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 مثلاً. يوضح طيف امتصاص النجم العديد من الخطوط الداكنة التي تسمح لاختصاصي التنظير الطيفي بالتعرف على العناصر الموجودة في النجم.

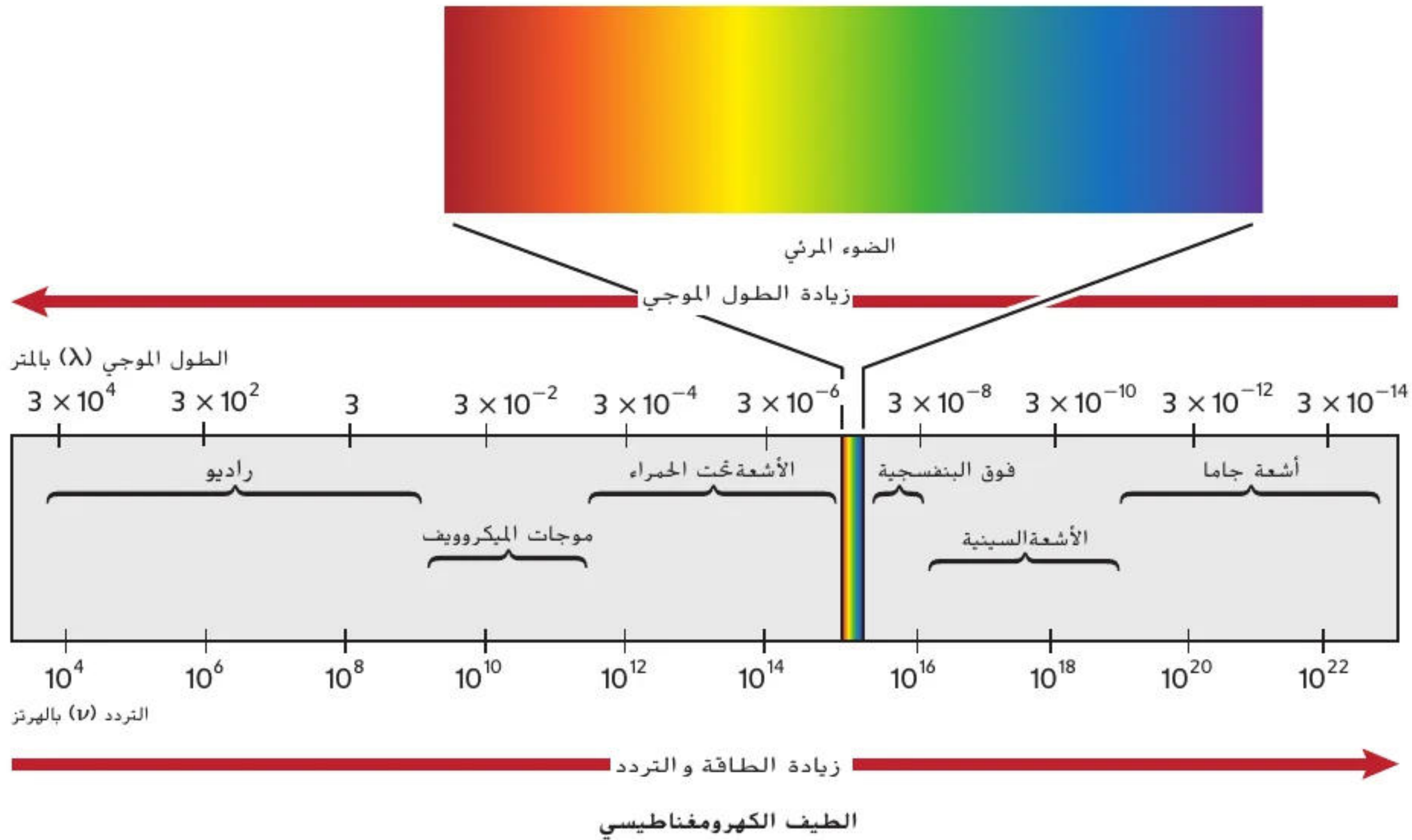
ومع ذلك يعتبر الطيف المرئي للضوء الموضح في الشكل 4، جزء صغير من الطيف الكهرومغناطيسي الكامل الموضح في الشكل 5. يتضمن **الطيف الكهرومغناطيسي**، جميع أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي الأخرى. ويكون الفرق بين أنواع الإشعاع التردد والطول الموجي فقط. لاحظ في الشكل 4 أن الانحراف يختلف باختلاف الأطوال الموجية أثناء 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 أيضاً إشعاعاً يتضمن إشعاعات راديو وتلفاز ومحطات تقوية الهاتف والمصابيح وأجهزة الأشعة السينية الطبية ومسرعات الجسيمات. كما تساهم في ذلك أيضاً 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.

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



حساب طول موجة تستخدم أجهزة الميكروويف في طهي الطعام ونقل المعلومات. ما طول موجة ميكروويف ترددها $3.44 \times 10^9 \text{ Hz}$ ؟

1 تحليل المسألة

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

المعطيات	مجهول
$\nu = 3.44 \times 10^9 \text{ Hz}$	$\lambda = ? \text{ m}$
$c = 3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$	

2 أوجد القيمة المجهولة

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

اذكر علاقة الموجة الكهرومغناطيسية.

$$c = \lambda \nu$$

أوجد λ .

$$\lambda = c/\nu$$

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

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.44 \times 10^9 \text{ Hz}}$$

لاحظ أن هرتز (Hz) تساوي $1/\text{s}$ أو s^{-1} .

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.44 \times 10^9 \text{ s}^{-1}}$$

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

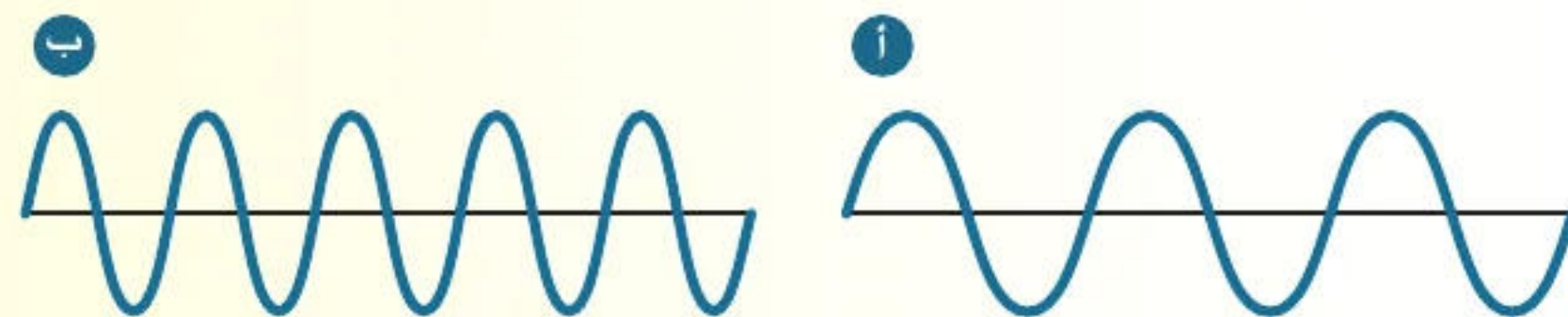
اقسم الأعداد والوحدات.

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 $4.90 \times 10^{-7} \text{ m}$. 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 $1.15 \times 10^{-10} \text{ m}$ ؟
3. بعد تحليل دقيق، وُجد أن تردد الموجة الكهرومغناطيسية هو $7.8 \times 10^6 \text{ Hz}$. 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؟



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 بقدر 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 فقده 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. وبدلاً 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 رماديًا عند التسخين يتحول أولاً للون الأحمر ثم يتوهج باللون البرتقالي.

حدد لون قطعة الحديد ذات الطاقة الحركية الأكبر.



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 $6.626 \times 10^{-34} \text{ J.s}$. 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 ويمتص 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 $1.14 \times 10^{15} \text{ Hz}$ لا يساعد على إطلاق أي إلكترونات ضوئية من الفضة. ولكن حتى الضوء المعتمد ذو التردد الذي يعادل أو يزيد عن $1.14 \times 10^{15} \text{ Hz}$ يساعد على إطلاق إلكترونات ضوئية من الفضة.

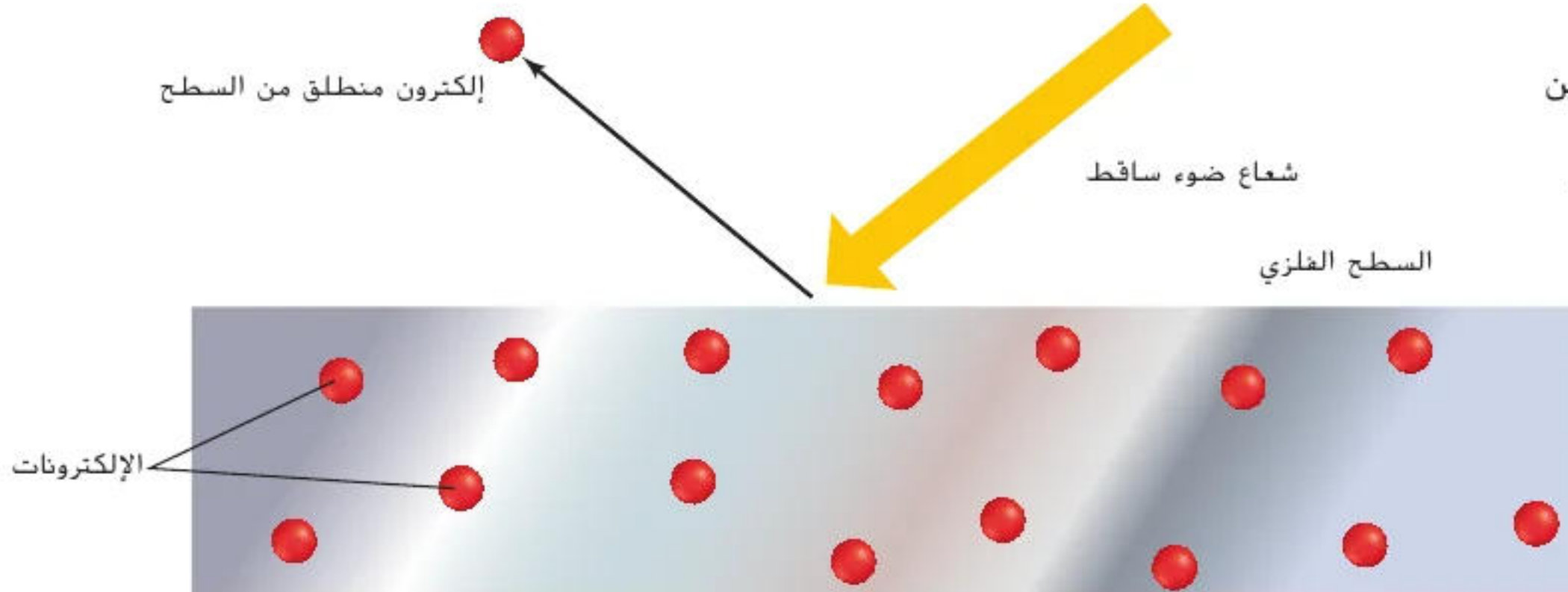
✓ **التأكد من فهم النص** صف التأثير الكهروضوئي.

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.

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} تمثل الطاقة.
 h ثابت بلانك.
 ν التردد.

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

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 $7.230 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ؟

1 تحليل المسألة

مجهول
 $J \text{ ؟ } = E_{\text{photon}}$

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

2 أوجد القيمة المجهولة

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

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

اكتب المعادلة الخاصة بطاقة الفوتون.

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

اضرب الأعداد والوحدات واقسمها.

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

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

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

تجربة مصفرة

طيف الانبعاث الذري

هل تساءلت يوماً عن الطريقة التي ينتج بها الضوء في تلك الأنابيب المتهوجة 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** فسر 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 يُغمس سلك بلاتيني في محلول نترات السترونشيوم ثم يتم إدخاله في لهب بنزن، ينبعث من ذرات السترونشيوم لون أحمر مميز. يمكنك أن تقوم أيضاً بمجموعة من اختبارات اللهب عن طريق إجراء تجربة مصفرة.

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

تعرف على المركبات

كيف تختلف ألوان اللهب باختلاف العناصر؟

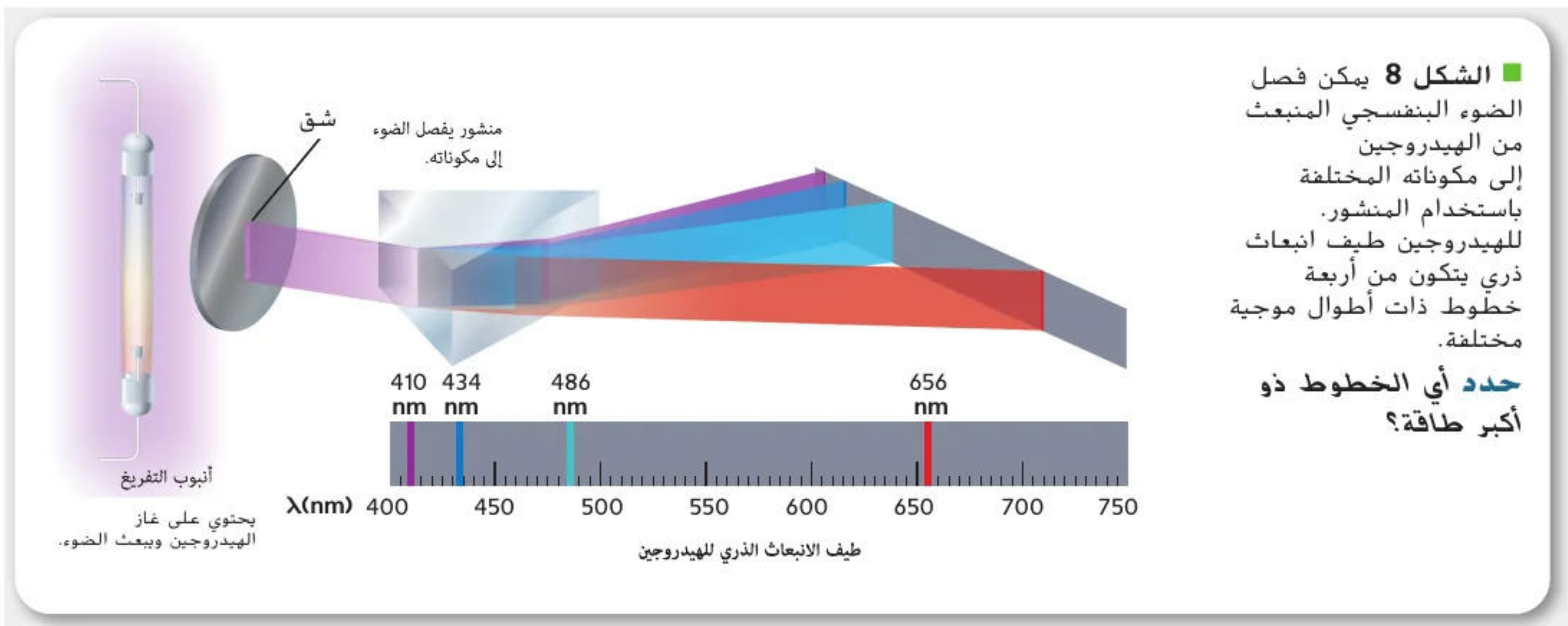
الإجراء



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 وفقاً لتوجيهات معلمك.

التحليل

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





■ **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 ★ النلك

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. ونظراً لأن هذه الترددات المنبعثة تتعلق بالطاقة وفقاً للمعادلة $E_{\text{photon}} = h\nu$ ، 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 بالعنصر، يستطيع العلماء تحديد تركيب الطبقات الخارجية للنجوم.



القسم 1 مراجعة

ملخص القسم

- تُعرف كافة الموجات بأطوالها الموجية وتردداتها 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 بكميات محددة.
- ينتج الضوء الأبيض طيفاً متصلًا. يتكون طيف الانبعاث لعنصر ما من سلسلة من الخطوط المنفصلة والملونة.

8. الفكرة الرئيسة قارن بين الطبيعة المزدوجة للضوء.
9. صف الظاهرة التي يمكن تفسيرها فقط عن طريق النموذج الجسيمي للضوء.
10. قارن بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث.
11. قيم وظف نظرية الكم لتقييم مقدار الطاقة التي تكتسبها مادة ما أو تفقدها.
12. ناقش الطريقة التي استخدم بها أينشتاين مفهوم الكم لدى بلانك لشرح 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 $7.06 \times 10^4 \text{ J}$ من الطاقة. إذا كان تردد الميكروويف هو $2.88 \times 10^{10} \text{ s}^{-1}$ ، كم عدد الكمات المطلوبة لتوفير $7.06 \times 10^4 \text{ J}$ ؟
14. تفسير المخططات العلمية استخدم الشكل 5 ومعرفتك بالإشعاع الكهرومغناطيسي لمطابقة العناصر ذات الترتيب مع العناصر ذات الأحرف. يمكن استخدام العناصر ذات الترتيب أكثر من مرة أو يمكن عدم استخدامها على الإطلاق.
 - a. أطول طول موجي
 - b. أعلى تردد
 - c. أكبر طاقة
 1. أشعة جاما.
 2. موجة الأشعة تحت الحمراء
 3. موجات الراديو

نظرية الكم والذرة

القسم 2

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

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

الكيمياء في حياتك

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 منفصلًا بدلًا من أن يكون متصلًا؟ اقترح عالم الفيزياء الدنماركي نيلز بور، الذي كان يعمل في مختبر رذرفورد عام 1913، نموذجًا كميًا لذرة الهيدروجين يبدو أنه يجب 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 الكمية، اقترح بور أن ذرة الهيدروجين لها حالات طاقة محددة مسموح بها. أقل حالة طاقة مسموح بها للذرة تسمى **الحالة الأرضية**. حين تكتسب الذرة الطاقة، يقال أنها في حالة مستثارة. ربط بور أيضًا حالات الطاقة لذرة الهيدروجين بالإلكترون داخل الذرة. وقد اقترح أن الإلكترون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية محددة مسموح بها فقط. كلما صغر مدار الإلكترون، كلما كانت حالة الطاقة للذرة أو مستوى الطاقة أقل. وعلى العكس، كلما ازداد حجم مدار الإلكترون، كلما كانت حالة الطاقة للذرة أو مستوى الطاقة أعلى. ومن ثم، يمكن أن يكون لذرة الهيدروجين عدة حالات مستثارة على الرغم من أنها تحتوي على إلكترون واحد فقط. تتضح فكرة بور في الشكل 10.

الأسئلة الرئيسية

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

مفردات للمراجعة

الذرة (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	Principle Energy level
مستوى الطاقة الفرعي	Energy of the sublevel

الحالة الأرضية

الحالة المثارة

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

الجدول 1 وصف بور لذرة الهيدروجين

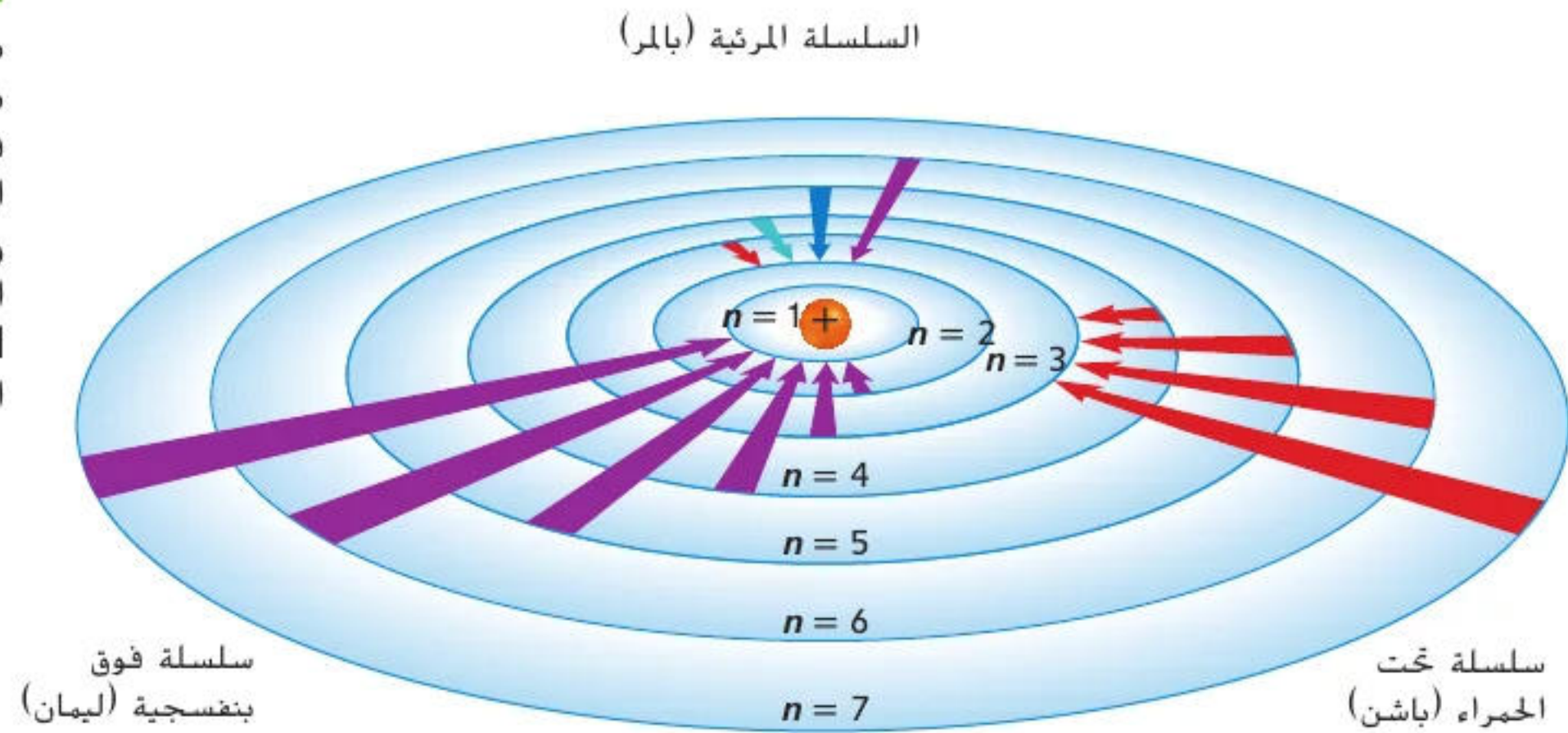
المدار الذري لبور	رقم الكم	نصف قطر المدار (nm)	مستوى الطاقة الذري المقابل	الطاقة النسبية
الأول	$n = 1$	0.0529	1	E_1
الثاني	$n = 2$	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	$n = 3$	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	$n = 4$	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	$n = 5$	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	$n = 6$	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع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

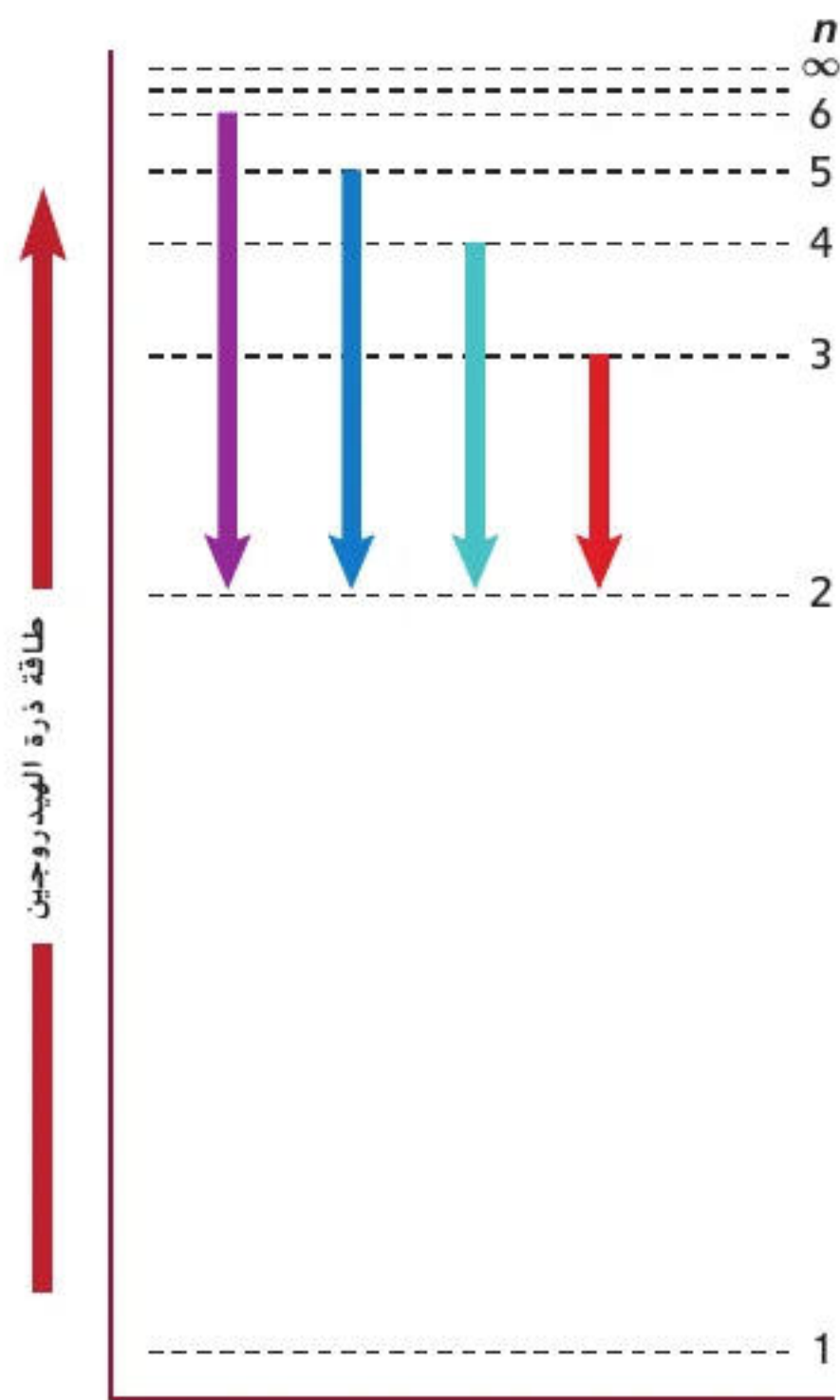
وحتى يكمل حساباته، حدد بور عددًا، n ، يسمى **رقم الكم** لكل مدار. كما قام أيضًا بحساب نصف قطر كل مدار. بالنسبة للمدار الأول، أقرب المدارات للنواة، $n = 1$ ونصف قطر المدار 0.0529 nm؛ بالنسبة للمدار الثاني، $n = 2$ ونصف قطر المدار هو 0.212 nm. وما إلى ذلك. يوضح **الجدول 1** مزيداً من المعلومات حول وصف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

طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين اقترح بور أن ذرة 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 الذرة. حين تضاف الطاقة من مصدر خارجي، ينتقل الإلكترون لمستوى طاقة أعلى، مثل مستوى الطاقة $n = 2$ الموضح في **الشكل 11**. انتقال الإلكترونات هذا يجعل الذرة 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.

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

■ **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.





■ 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 لذرة الهيدروجين أقرب إلى بعضها البعض.

ونظرًا لأن طاقات ذرية محددة فقط هي المحتملة، يمكن أن تنبعث ترددات معينة للإشعاع الكهرومغناطيسي. يمكنك مقارنة حالات الطاقة الذرية للهيدروجين بدرجات السلم. يمكن للشخص تسلق السلم لأعلى أو لأسفل من درجة إلى درجة فقط. وبالمثل، يمكن للإلكترون 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 الذرة.

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.

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة

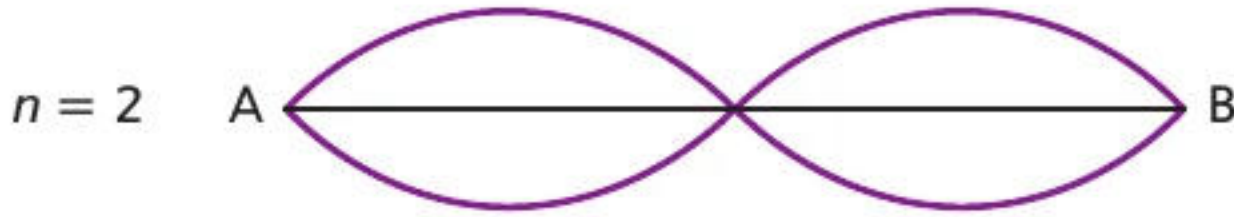
صاغ العلماء في منتصف عشرينيات القرن العشرين-الذين كانوا مقتنعين حينها بأن نموذج بور الذري كان خاطئاً-تفسيرات جديدة ومبتكرة حول كيفية ترتيب الإلكترونات في الذرات. عام 1924، اقترح طالب جامعي فرنسي تخرج في الفيزياء يدعى لويس دي بروغلي (1892-1987) فكرة استطاعت فيما بعد أن تفسر مستويات الطاقة الثابتة لنموذج 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 13 أ و 13 ب 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 13 ج. كما أشار أيضاً إلى حقيقة أن الضوء-الذي كان يُعتقد بكل قوة في فترة ما أنه ظاهرة موجية - يمتلك مواصفات كلاً من الموجة والجسيم. هذه الأفكار قادت دي بروغلي لطرح سؤال جديد. إذا كان يمكن للأمواج أن تسلك سلوك الجسيمات، هل يمكن أن يكون العكس صحيحاً؟ أي، هل يمكن لجسيمات المادة، بما في ذلك الإلكترونات، أن تتصرف كموجات؟

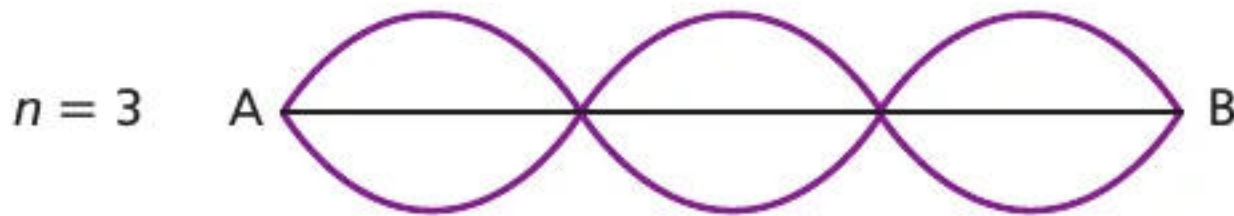
■ **الشكل 13 أ.** يهتز الوتر على القيثارة بين نقطتي نهاية ثابتتين. **ب.** اهتزازات الوتر بين نقطتي النهاية الثابتتين تم تسميتهما **A** و **B** وهي محددة بمضاعفات نصف الأطوال الموجية. **ج.** يمكن أن تكون الإلكترونات على المدارات الدائرية ذات أعداد فردية فقط للأطوال الموجية.



نصف طول الموجة



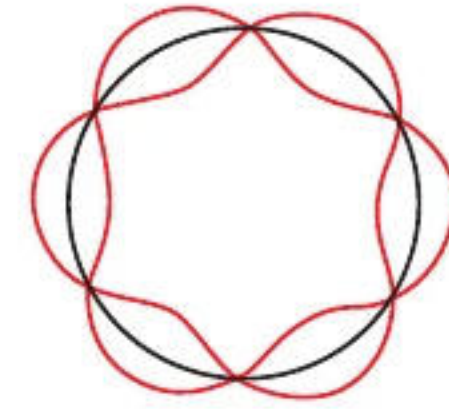
نصفي أطوال موجية



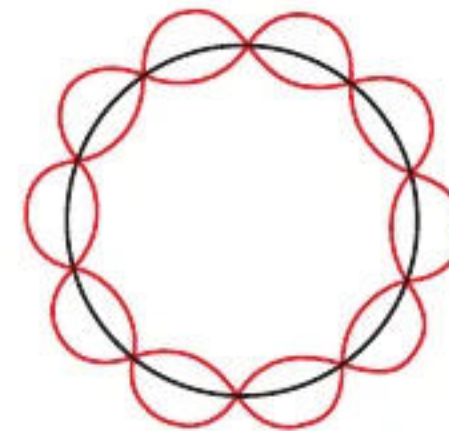
3 أنصاف أطوال موجية

وتر الجيتار المهتز
مسموح بأضعاف أنصاف الأطوال الموجية فقط

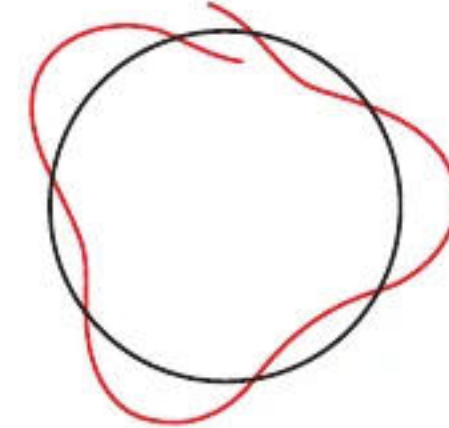
ب



أطوال موجية $n = 3$



أطوال موجية $n = 5$



عدد كلي (غير مسموح) $n \neq$

الإلكترون المداري
مسموح بأرقام كاملة فقط للأطوال الموجية

ج

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 $2.9 \times 10^{-38} \text{ m}$ ، 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 $2.9 \times 10^{-5} \text{ m}$. 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:

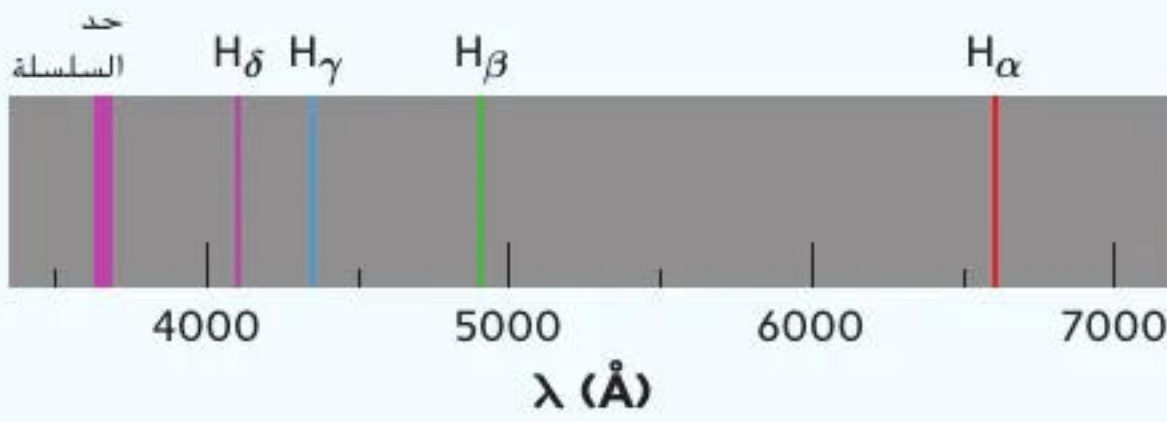
العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

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

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

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 يتناسب 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_α (6562 Å), H_β (4861 Å), H_γ (4340 Å) و H_δ (4101 Å). يتعلق كل طول موجي (λ) بانتقال إلكترون ضمن ذرة هيدروجين من خلال المعادلة التالية حيث $1.09678 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$ يعرف بثابت ريدبيرج.

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

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. $n_i = 3; n_f = 2$ c. $n_i = 5; n_f = 2$
b. $n_i = 4; n_f = 2$ d. $n_i = 6; n_f = 2$

2. أوجد العلاقة بين الأطوال الموجية في سلسلة بالمر التي قيمت 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 الإلكترون بين المدارات الذي تكون فيه $n_f = 3$ و $n_i = 5$. هذا الانتقال يوضح الخط الطيفي لسلسلة باشان للهيدروجين.

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 الذرة.

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 بيدك، 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.

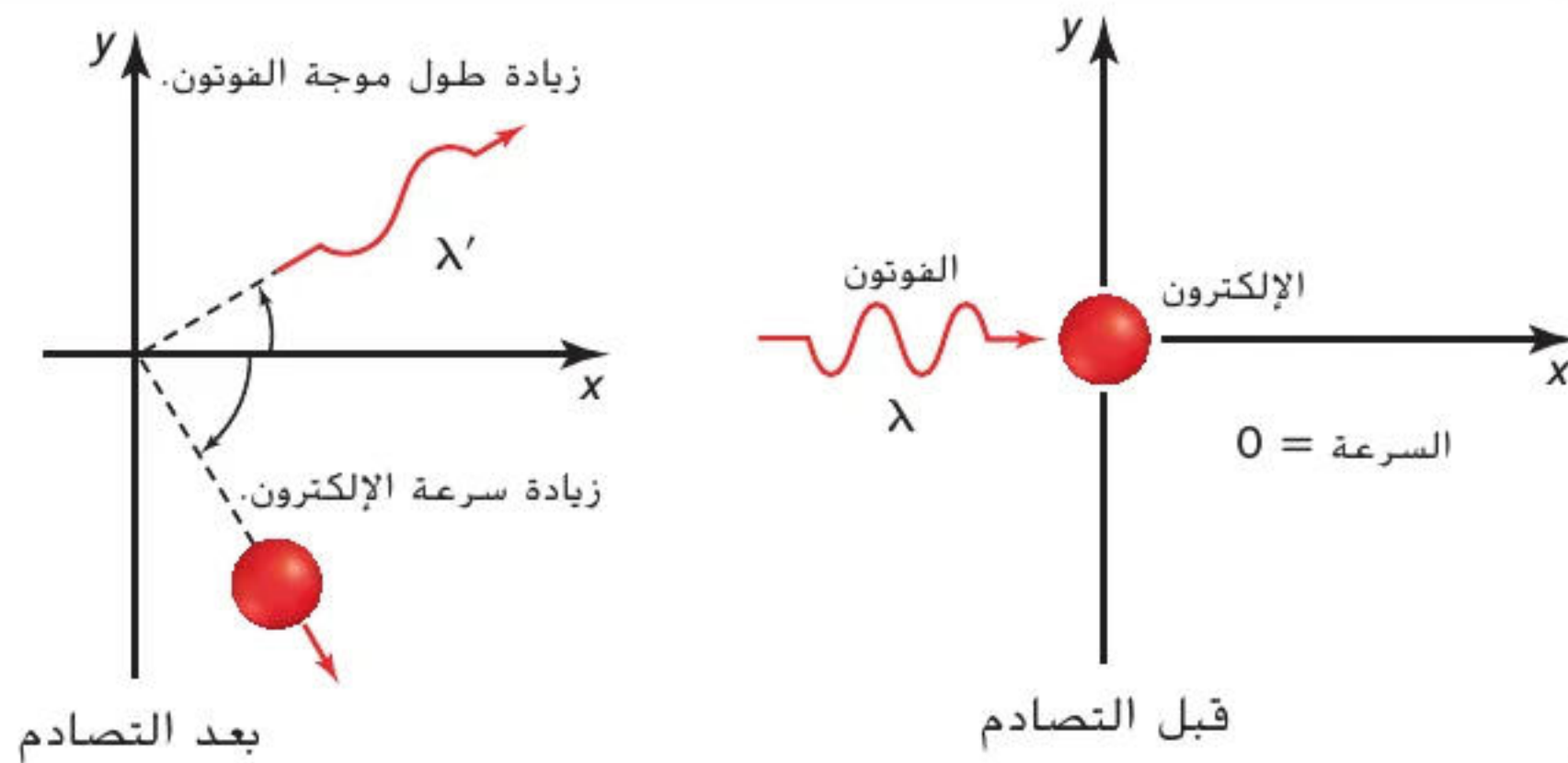
تخيل أنك تحاول أن تحدد موقع إلكترون ما عن طريق "اصطدامه" بفوتون ذو طاقة عالية. نظرًا لأن هذا الفوتون يمتلك نفس طاقة الإلكترون، فإن التفاعل بين الجسيمين يغير كل من الطول الموجي للفوتون وموقع وسرعة الإلكترون كما يظهر في **الشكل 14**. بمعنى آخر، فإن ملاحظة الإلكترون ينتج عنها شك واضح لا يمكن تجنبه في موقع 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 صغيراً جدًا بحيث لا يمكن قياسه. ولكن ليس هذا هو الحال مع إلكترون يتحرك بسرعة $6 \times 10^6 \text{ m/s}$ بالقرب من نواة الذرة. إن الشك في موقع الإلكترون يكون على الأقل 10^{-9} m ، أي حوالي أكبر بـ 10^3 أضعاف من قطر الذرة 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 لم تغيرت طاقة الفوتون؟**



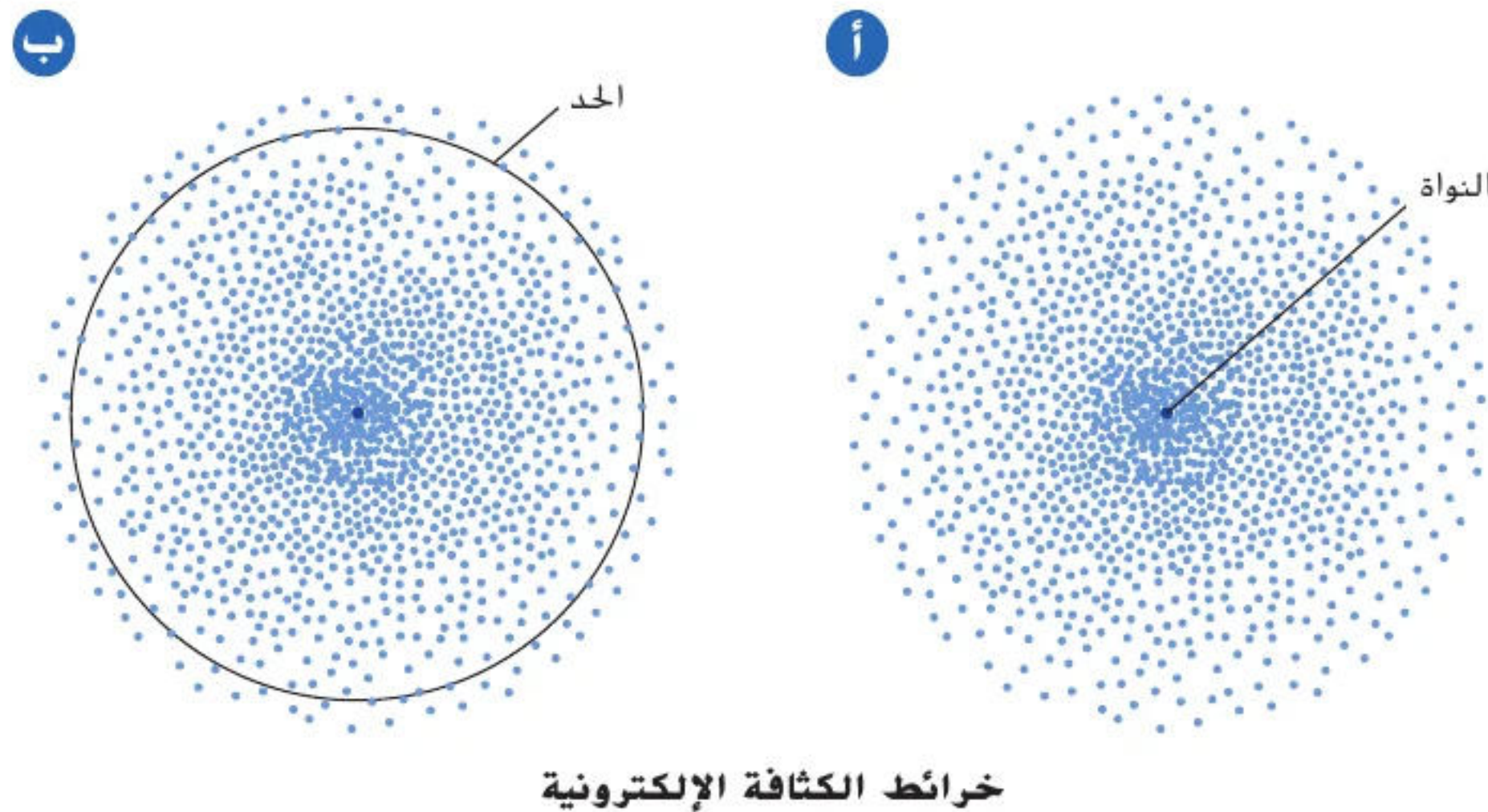
معادلة شرودنجر للموجات توسع الفيزيائي النمساوي إروين شرودنجر (1887-1961) في عام 1926 في نظرية الموجة-الجسيم التي اقترحها دي بروغلي. اشتق شرودنجر معادلة تتعامل مع إلكترون ذرة الهيدروجين كموجة. وقد بدا النموذج الجديد لشرودنجر بالنسبة لذرة الهيدروجين مناسب للتطبيق بشكل جيد على ذرات عناصر أخرى- وهو ما فشل فيه بور. النموذج الذري الذي يتم فيه التعامل مع الإلكترونات كموجات يسمى النموذج الميكانيكي الموجي للذرة 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 الذري** وهو الذي يصف الموقع المحتمل للإلكترون. يمكن تشبيه الفلك الذري بسحابة ضبابية تتناسب فيها الكثافة في نقطة محددة مع احتمالية العثور على الإلكترون في هذه المنطقة يوضح الشكل 15 خريطة الكثافة الإلكترونية التي تصف الإلكترون في حالة الطاقة المنخفضة للذرة. 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** صف أين تقع الإلكترونات في الذرة.



■ **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.

الأفلاك الذرية لذرة الهيدروجين

نظراً لضبابية حد الفلك الذري، فلا يمتلك الفلك حجماً محدداً 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 15 ب 90% من فلك الهيدروجين الأقل طاقة.

رقم الكم الرئيس تذكر أن نموذج بور الذري يعين أعداداً كمية لمستويات الطاقة للإلكترونات. وبالمثل فإن نموذج ميكانيكية الكم يعين أربعة أعداد كمية للأفلاك الذرية. الأول هو **رقم الكم الرئيس** (n) ويشير إلى الحجم النسبي للأفلاك الذرية وطاقاتها. وبزيادة n يصبح الفلك أكبر، ويقضي الإلكترون وقتاً أطول بعيداً عن النواة، وتزيد طاقة الذرة. لذلك تحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرة. كل مستوى طاقة أساسي يسمى **مستوى الطاقة الرئيس**. يتم تعيين رقم كمي رئيسي وهو 1 لمستوى الطاقة الرئيس الأقل للذرة. حين يشغل الإلكترون الوحيد لذرة الهيدروجين فلك تكون فيه $n = 1$ ، تكون الذرة في حالتها المستقرة. تم التنبؤ بما يصل إلى 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين، مما يمنح n قيمة 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 الذرة ومستوياتها الفرعية، تصور المقاعد في قسم على شكل وتدي من المسرح، كما يظهر في الشكل 16. وبينما تتحرك بعيداً 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.



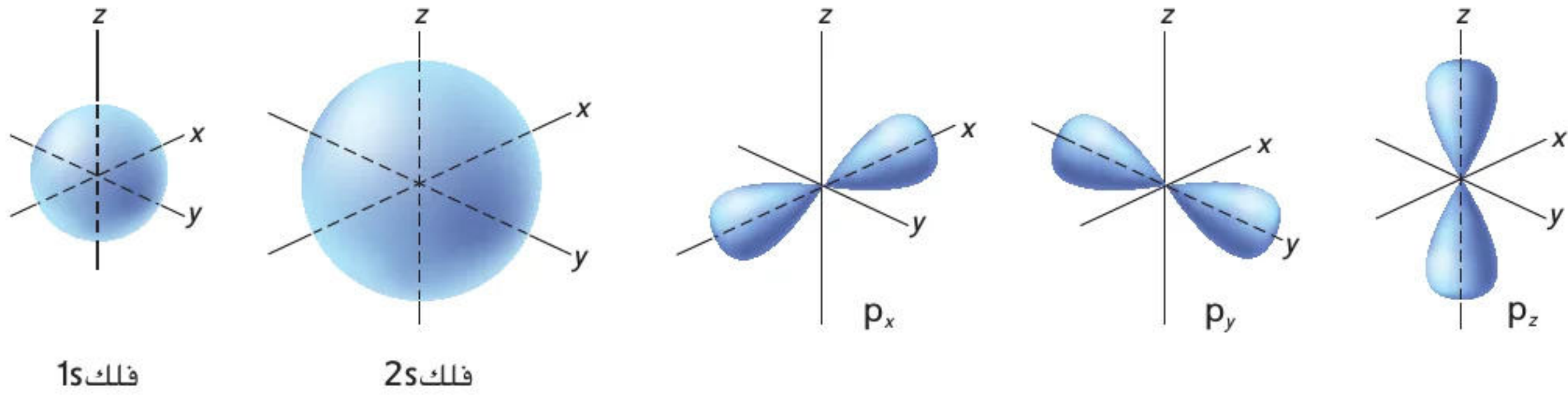
أشكال الأفلاك: تسمى المستويات الفرعية s أو p أو d أو f طبقاً لأشكال أفلاك الذرة. كل أفلاك s كروية الشكل، وجميع أفلاك p تأخذ شكل الدمبل (تشبه الرقم 8 ولكنها ثلاثية الأبعاد). ومع ذلك لا تتخذ كافة أفلاك d أو f نفس الشكل. يمكن أن يحتوي كل فلك على إلكترونين على الأكثر. يتطابق المستوى الفرعي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيس 1 مع الفلك الكروي ويسمى $1s$. بينما تم تعيين المسميين $2s$ و $2p$ 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 17أ.

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

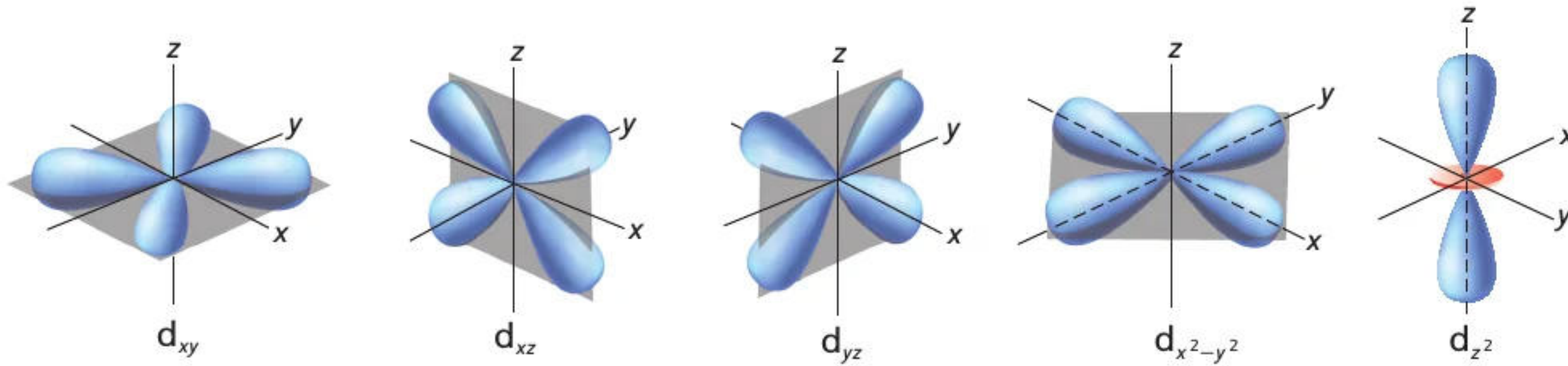
✓ **التأكد من فهم النص** صف أشكال أفلاك s و p .

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 و y و 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 وتوجه 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.

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 دائماً 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 ذرة الهيدروجين فلكاً واحداً فقط. يمكنك التفكير في الأفلاك الأخرى كمساحات غير مشغولة - مساحات تتوافر في حال زادت طاقة الذرة أو قلت. على سبيل المثال، حين تكون ذرة الهيدروجين في حالتها المستقرة، يشغل الإلكترون فلك $1s$. إلا أنه حين نكتسب الذرة كمّاً من الطاقة، ينتقل الإلكترون إلى أحد الأفلاك غير المشغولة. بناءً 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 الجسم بكتلته وسرعته وثابت بلانك.
- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي أن للإلكترونات خصائص موجية.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد من الفضاء تسمى الأفلاك الذرية.

15. **الفكرة الرئيسية** فسر سبب احتواء طيف الانبعاث الذري على ترددات ضوئية محددة وفقاً لنموذج بور الذري.
16. **فرّق** بين الطول الموجي للضوء المرئي والطول الموجي لكرة قدم متحركة.
17. **عدّد** 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 مستعيناً 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.

الترتيب الإلكتروني

القسم 3

الفكرة الرئيسية يمكن استخدام ثلاثة قواعد للتعرف على ترتيب الإلكترونات في الذرة

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.

الكيمياء
في حياتك

الترتيب الإلكتروني في الحالة الأرضية

حين تفكر في أن ذرات العناصر الأثقل تحتوي على أكثر من 100 إلكترون، فإن فكرة تحديد الترتيب الإلكتروني في الذرات 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 الذرات باستخدام قواعد محددة قليلة.

ترتيب الإلكترونات في الذرة يسمى **الترتيب الإلكتروني في الذرة**. نظراً لأن أنظمة الطاقة المنخفضة تكون أكثر استقراراً من أنظمة الطاقة المرتفعة، تميل الإلكترونات في الذرة لاتخاذ الترتيب الذي يمنح الذرة أقل طاقة ممكنة. أكثر التوزيعات استقراراً 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 **مبدأ 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 فلكاً ذرياً.

الأسئلة الرئيسية

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

مفردات للمراجعة

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

مفردات جديدة

الترتيب الإلكتروني

Electron configuration

مبدأ أوفباو Aufbau Principle

مبدأ استبعاد باولي

Pauli's exclusion principle

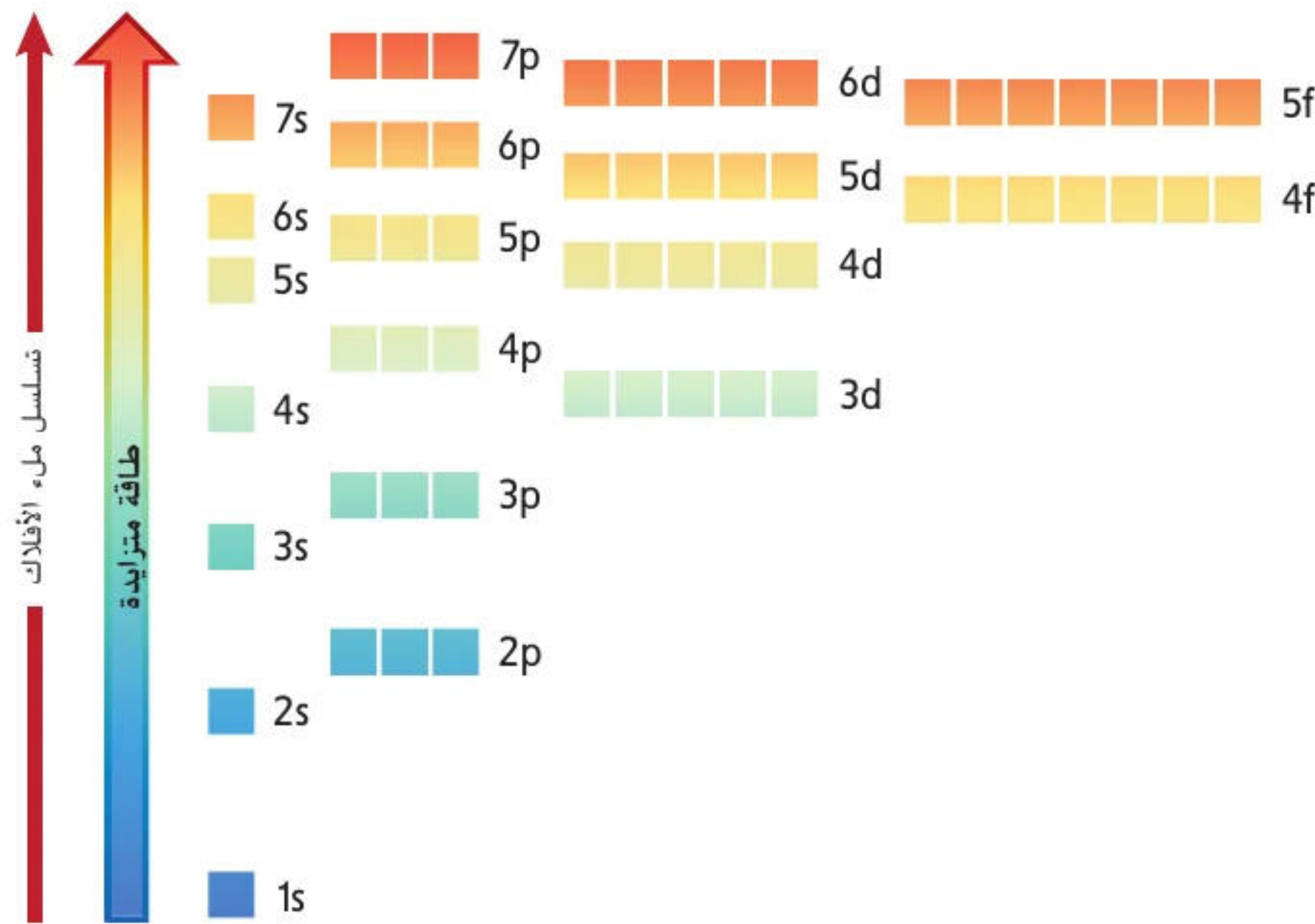
قاعدة هوند Hund's Rule

إلكترون التكافؤ

Valence electron

الترميز النقطي للإلكترون

Electron dot structure



■ الشكل 18 يوضح مخطط أوفباو طاقة كل مستوى فرعي بالنسبة لطاقة المستويات الفرعية الأخرى.

كل مربع في المخطط يمثل فلكاً ذرياً.

حدد أي المستويات الفرعية

ذو طاقة أعلى 4d أم 5p؟



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, 4f.
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.

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

المطويات

ادمج المعلومات الواردة بهذا القسم في مطويتك.

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 إلكترونات إلكترون.

مبدأ باولي للاستبعاد يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في مربعات. لكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه، حيث يمثل السهم الذي يشير لأعلى $\uparrow$ دوران الإلكترون في اتجاه واحد، والسهم الذي يشير لأسفل $\downarrow$ يمثل دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. يمثل المربع الفارغ $\square$ فلكاً غير مشغول، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد إلى أعلى $\uparrow$ فلكاً ذو إلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين لأعلى وأسفل $\uparrow\downarrow$ فلكاً ممتلئاً.

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 $\uparrow\downarrow$. 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 أن المربعات التالية تمثل أفلاك 2p. يدخل إلكترون واحد كل فلك من أفلاك 2p الثلاثة قبل أن يدخل إلكترون ثانٍ من الأفلاك. نوضح فيما يلي التسلسل الذي تشغل به ستة إلكترونات ثلاث أفلاك p.

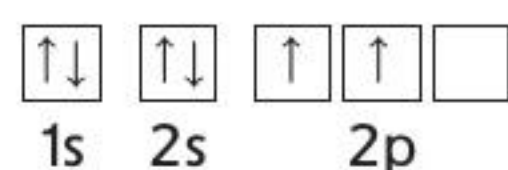
✓ **التأكد من فهم النص** اذكر القواعد الثلاثة التي تحدد كيف يتم ترتيب الإلكترونات في الذرة

- $\uparrow \square \square$
- $\uparrow \uparrow \square$
- $\uparrow \uparrow \uparrow$
- $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow$
- $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow$
- $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

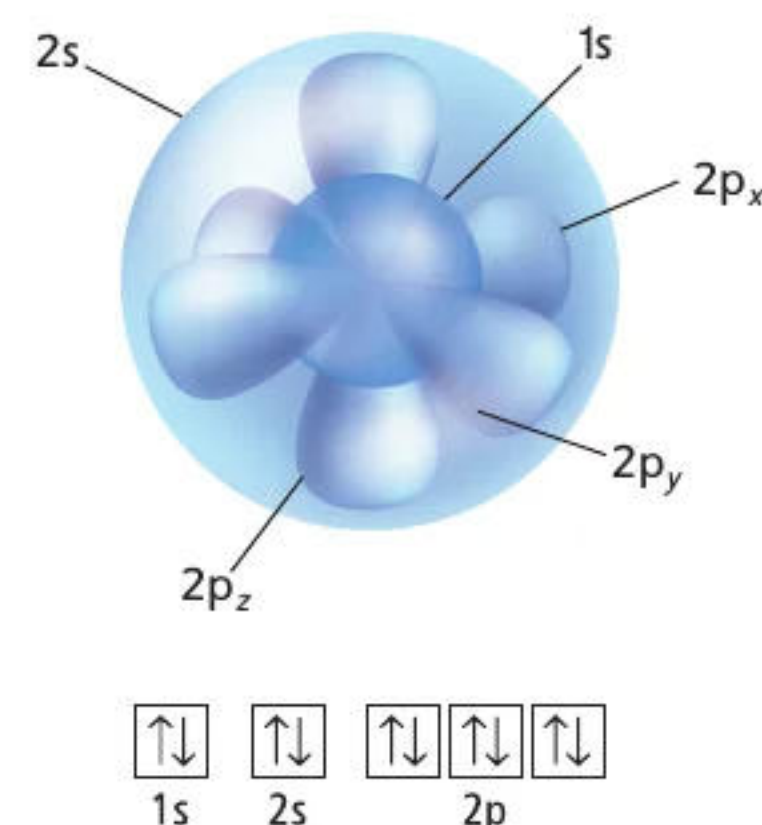
ترتيب الإلكترونات

يمكنك أن تمثل الترتيب الإلكتروني للذرة مستخدماً 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 $1s, 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$ التي تم توضيحها سابقاً في الشكل 17 في ذرة النيون.



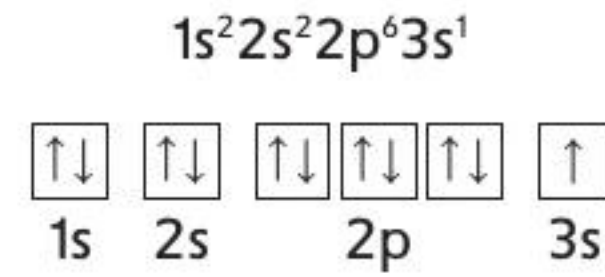
■ الشكل 19 تداخل أفلاك $1s, 2s, 2p$ و بذرة النيون.
اذكر كم عدد الإلكترونات في ذرة النيون.



الجدول 4 الترتيب الإلكتروني ومخططات أفلاك العناصر 1-10

الترتيب الإلكتروني	رمز	مخطط الفلك	العدد الذري	العنصر
		$1s$ $2s$ $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$		
$1s^1$		$\uparrow$	1	الهيدروجين
$1s^2$		$\uparrow\downarrow$	2	الهيليوم
$1s^2 2s^1$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	3	الليثيوم
$1s^2 2s^2$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	4	البريليوم
$1s^2 2s^2 2p^1$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	5	البورون
$1s^2 2s^2 2p^2$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	6	الكربون
$1s^2 2s^2 2p^3$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	7	النيتروجين
$1s^2 2s^2 2p^4$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$	8	الأكسجين
$1s^2 2s^2 2p^5$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$	9	الفلور
$1s^2 2s^2 2p^6$		$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	10	النيون

لاحظ أن ترميز الترتيب الإلكتروني لا يظهر عادة توزيع الإلكترونات على الأفلاك المتعلقة بالمستوى الفرعي. ولكن ذلك يكون مفهوم من الترتيب الإلكتروني ، فالنيتروجين $2p^3$ يُمثل 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



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.....

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، $[\text{He}]$ يمثل توزيع إلكترونات الهيليوم، $1s^2$ و $[\text{Ne}]$ 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 $[\text{Ne}]3s^1$. 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؟

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

استثناءات للترتيبات الإلكترونية المتوقعة يمكنك استخدام مخطط أوفباو لكتابة التوزيعات الإلكترونية الصحيحة في الحالة المستقرة لكل العناصر وصولاً إلى الفناديوم ذو العدد الذري 23 ومتضمنة له أيضاً. 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، وأيضاً لعناصر أخرى يوضح زيادة حالة الاستقرار عندما يكون المستوى الفرعي d ممتلئاً أو نصف ممتلئاً.

حل المسائل

استراتيجيات

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.

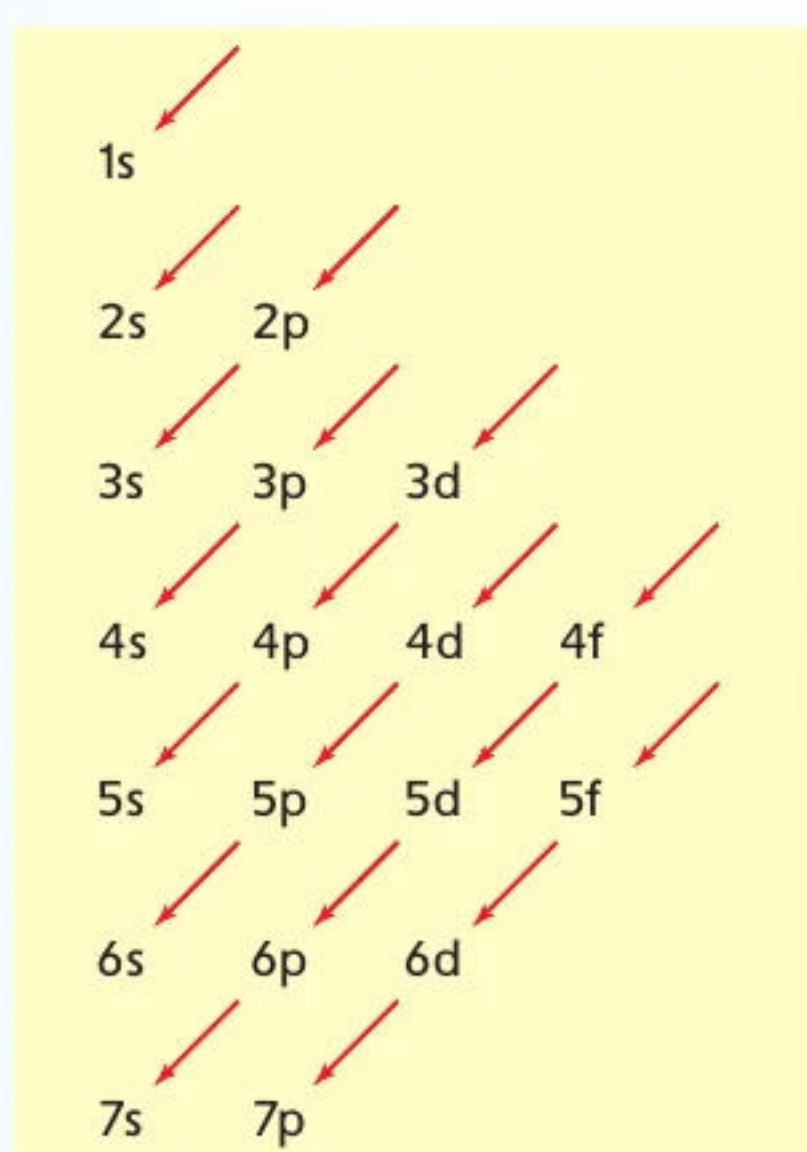
2. حدد عدد الإلكترونات في ذرة واحدة من عنصر تقوم بكتابة الترتيب الإلكتروني له. عدد الإلكترونات في ذرة متعادلة هو العدد الذري للعنصر.

3. بدءاً 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 يميناً لبداية السطر التالي من الأسهم. أثناء قيامك بذلك، أضف أرقاماً 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. طبق ترميز الغاز النبيل.

طبق الاستراتيجية

اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة لعنصر الزيركونيوم.



يوضح مخطط المستوى الفرعي الترتيب الذي تملأ به المستويات عادة

تطبيقات

21. اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر التالية:

- a. البروم (Br) c. الأنتيمون (Sb) e. التريوم (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.

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 و 3p كما يظهر في الترتيب الإلكتروني للكبريت. للكبريت ستة إلكترونات تكافؤ.



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



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 إلقاءه محاضرة كيمياء بالكلية عام 1902. عند كتابة الترميز النقطي للإلكترون للذرة، 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	الترميز النقطي للإلكترون
الليثيوم	3	$1s^22s^1$	Li·
البريليوم	4	$1s^22s^2$	·Be·
البورون	5	$1s^22s^22p^1$	·B·
الكربون	6	$1s^22s^22p^2$	·C·
النيتروجين	7	$1s^22s^22p^3$	·N·
الأكسجين	8	$1s^22s^22p^4$	:Ö·
الفلور	9	$1s^22s^22p^5$	:F·
النيون	10	$1s^22s^22p^6$	:Ne:

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.

$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$ اكتب الترتيب الإلكتروني للقصدير مستخدمًا ترميز الغاز الخامل. أقرب غاز خامل هو Kr.

الإلكترونات في 5s و 5p (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. $\cdot\text{Sn}\cdot$

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 بناءً على الترميز النقطي للإلكترون على اليسار.

•X•

القسم 3 مراجعة

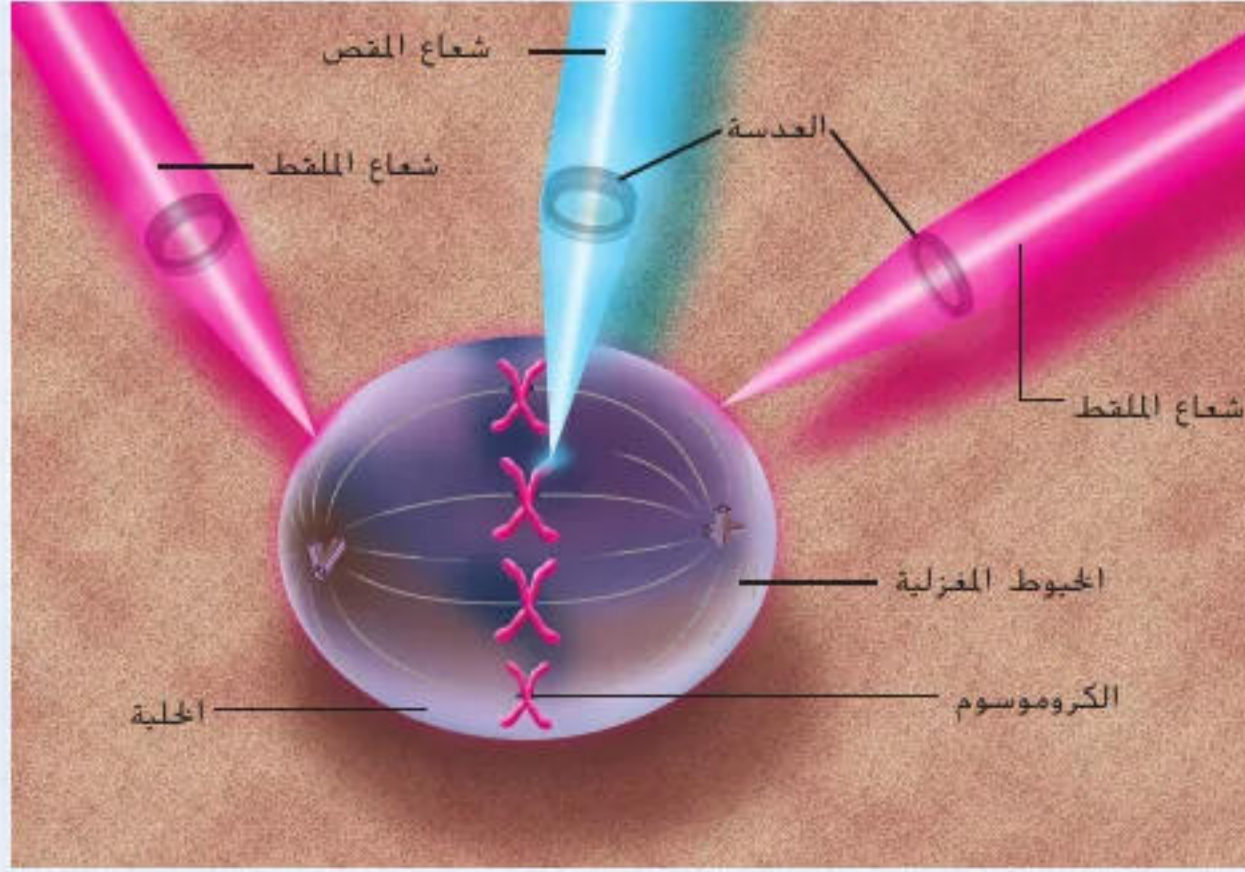
ملخص القسم

- يسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة باسم الترتيب الإلكتروني للذرة.
- يحدد 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 والرمز 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 السليينيوم؟ فسر إجابتك.

$\cdot\ddot{\text{Se}}\cdot$ $\ddot{\text{Se}}$ $\cdot\ddot{\text{Se}}\cdot$ $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$

الكيمياء والصحة



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

أشعة الليزر والسرطان إذا فِيم 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 بالخلية وهو 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 تساعد هذه 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

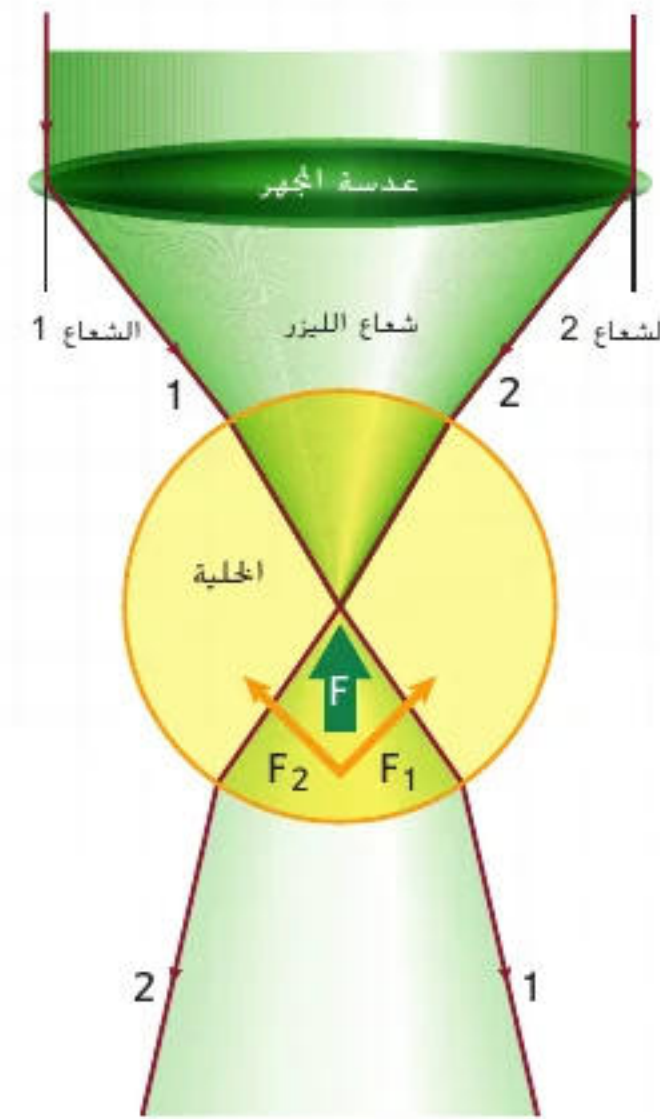
أشعة الليزر يمكن العثور على أشعة الليزر في أماكن متعددة ومتنوعة ضمن حياتنا اليومية. قم بالبحث في الأنواع المختلفة لأشعة الليزر التي قد تصادفها في حياتك اليومية واكتشف ما نوع الضوء الذي يستخدمه كل جهاز من أجهزة الليزر. لخص نتائج بحثك في عرض تقديمي.

الملاقط الدقيقة

بالنظر عبر ميكروسكوب، يمكن لعالم أحياء خلوية أن يمسك خلية واحدة بالملقط. ولكن ليس الملقط الذي قد نراه في خزنة 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 تنتهي 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.

مختبر الكيمياء

تحليل الأطياف الخطية



الخلفية: تنتج أطياف الانبعاثات حين تعود الذرات المثارة إلى حالة أكثر استقراراً 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

قاييس 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 شاهدها 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. املاً 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 تقريباً 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 سترى مشاهدته سيكون طيفاً ناتجاً عن ضوء المصباح الأبيض. الطيف السفلي سيكون طيف الامتصاص للمحلول الأحمر. استخدم أقلام التلوين لصنع لوحة لأطياف الامتصاص التي رأيته.
8. كرر الخطوات 6 و 7 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.

حلّ واستنتج

1. **التفكير الناقد** كيف يمكن لإلكترون واحد في ذرة 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. **طبّق** 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

دليل الدراسة

الوحدة 1

الفكرة الرئيسية تتميز ذرات كل عنصر بترتيب فريد للإلكترونات.

القسم 1 الضوء والطاقة الكمية

الفكرة الرئيسية الضوء هو أحد أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي وله خصائص كل من الموجات والجسيمات.
- تعرف كافة الموجات بأطوالها الموجية وتردداتها 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 بكميات محددة.

$$E_{\text{كم}} = h\nu$$

- 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 الرئيسية 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.

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

- 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 الرئيسية يمكن استخدام ثلاثة قواعد للتعرف على ترتيب الإلكترونات في الذرة
• ترتيب الإلكترونات في الذرة 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 للإلكترون.

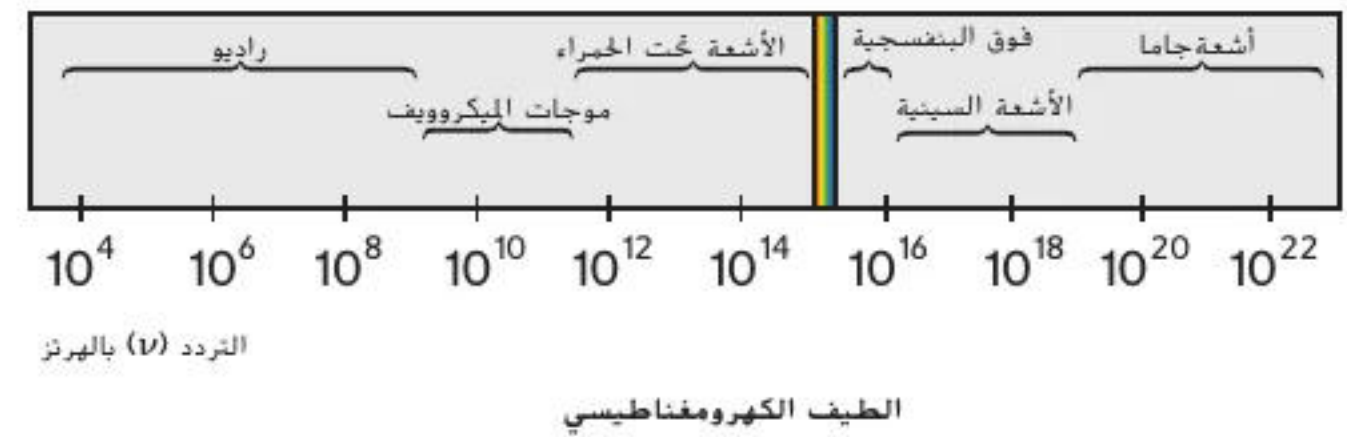
- المفردات**
- الترتيب الإلكتروني
 - مبدأ أوفباو
 - مبدأ استبعاد باولي
 - قاعدة هوند
 - إلكترونات التكافؤ
 - الترميز النقطي للإلكترون

القسم 1

إتقان المفاهيم

34. عرّف المصطلحات التالية:
- التردد
 - الطول الموجي
 - الكم
 - الحالة الأرضية
35. رتب الأنواع التالية من الإشعاع الكهرومغناطيسي من حيث الزيادة في الطول الموجي.
- الضوء فوق البنفسجي
 - الميكروويف
 - موجات الراديو
 - 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

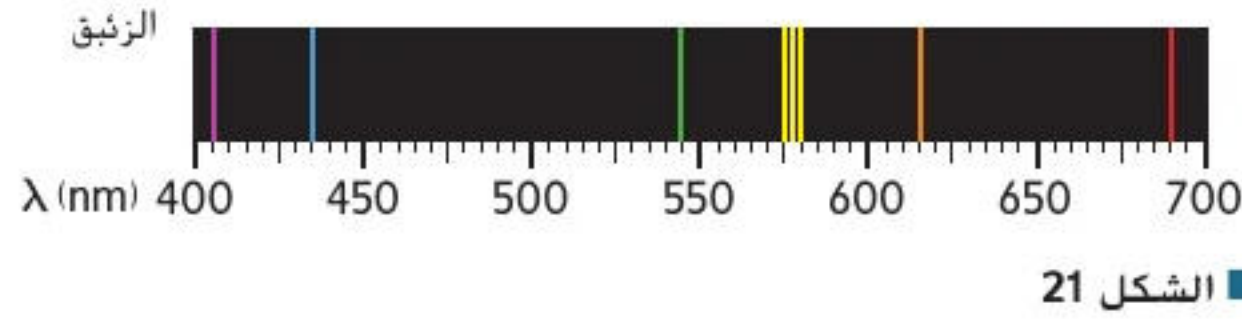


الشكل 20

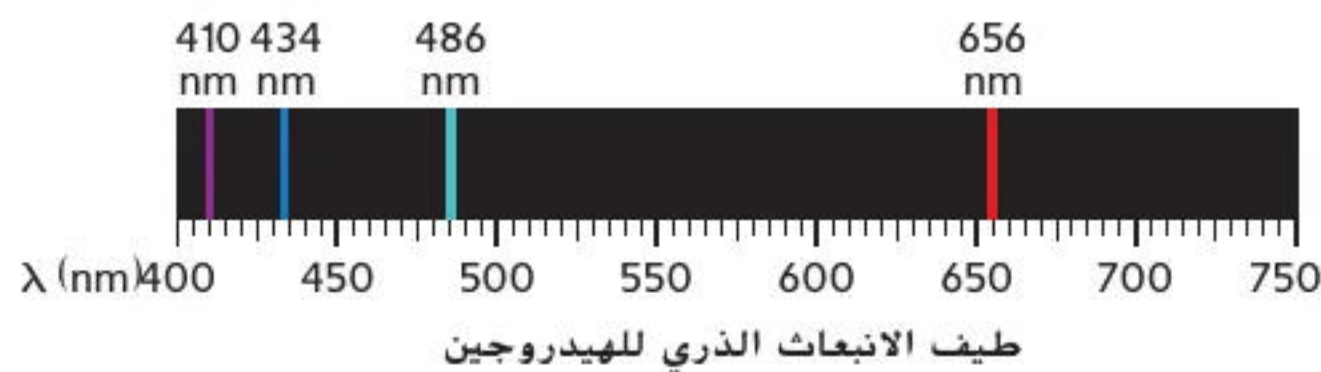
45. الاشعاع استخدم الشكل 20 لتقرر أنواع الإشعاع التالية:
- إشعاع ذو تردد $8.6 \times 10^{11} \text{ s}^{-1}$
 - إشعاع ذو طول موجي 4.2 nm
 - إشعاع ذو تردد 5.6 MHz
 - إشعاع ينتقل بسرعة $3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$
46. كم يبلغ الطول الموجي لإشعاع كهرومغناطيسي تردده $5.00 \times 10^{12} \text{ Hz}$ ؟ ما نوع هذا الإشعاع الكهرومغناطيسي؟
47. ما تردد الإشعاع الكهرومغناطيسي ذو الطول الموجي $3.33 \times 10^{-8} \text{ m}$ ؟ ما نوع هذا الإشعاع الكهرومغناطيسي؟

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

49. ما طاقة فوتون ضوء أحمر تردده $4.48 \times 10^{14} \text{ Hz}$ ؟



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؟
 - ما طاقة فوتون الضوء فوق البنفسجي ذو الطول الموجي $1.18 \times 10^{-8} \text{ m}$ ؟
 - فوتون طاقته $2.93 \times 10^{-25} \text{ J}$. فما تردده؟ ما نوع الإشعاع الكهرومغناطيسي لهذا الفوتون؟
 - فوتون طاقته $1.10 \times 10^{-13} \text{ J}$. فما طوله الموجي؟ ما نوع هذا الإشعاع الكهرومغناطيسي؟
 - مركبة فضاء كم تستغرق إشارة لاسلكي من مركبة فوياجر الفضائية للوصول للأرض إذا كانت المسافة بين فوياجر والأرض هي $2.72 \times 10^9 \text{ km}$ ؟
 - موجات الراديو إذا كانت إذاعتك FM المفضلة تبث برامجهما على تردد 104.5 MHz. فما الطول الموجي لإشارة المحطة بالمتري؟ ما طاقة فوتون الإشارة الكهرومغناطيسية للمحطة؟
 - البلاطين ما أقل تردد مطلوب للضوء ليخرج إلكترون ضوئي من ذرات البلاتينيوم والتي تحتاج على الأقل $9.08 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$ ؟
 - جراحة عيون ينبعث من ليزر فلوريد الأرجون المستخدم في بعض جراحات العين إشعاع كهرومغناطيسي طوله الموجي 193.3 nm. ما تردد إشعاع ليزر فلوريد الأرجون؟ ما طاقة كم واحد من الإشعاع؟



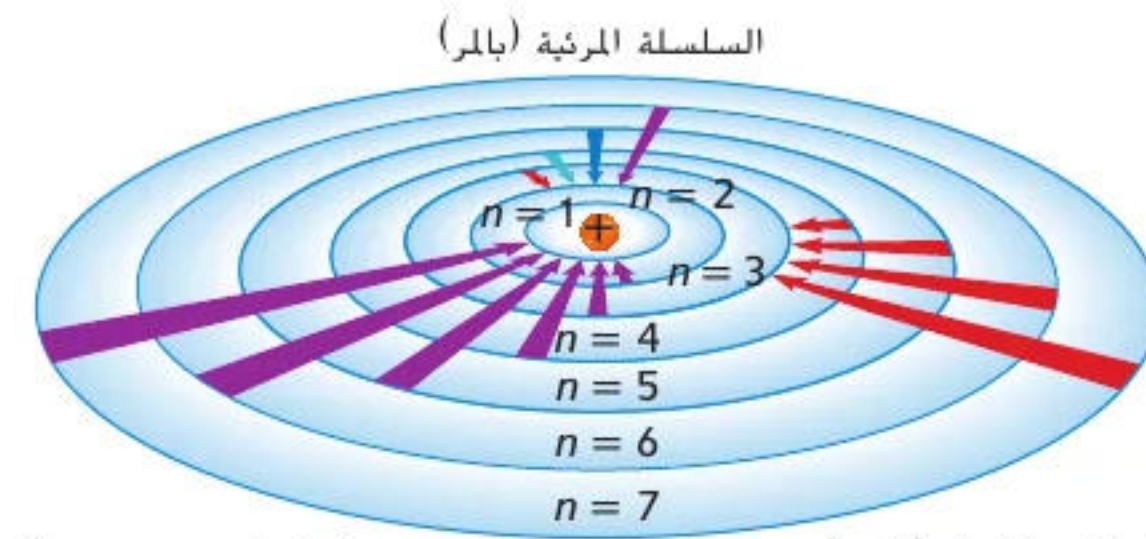
الشكل 22

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

القسم 2

إتقان المفاهيم

59. وفقاً 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؟



سلسلة تحت الحمراء (باشن) سلسلة فوق بنفسجية (ليمان)

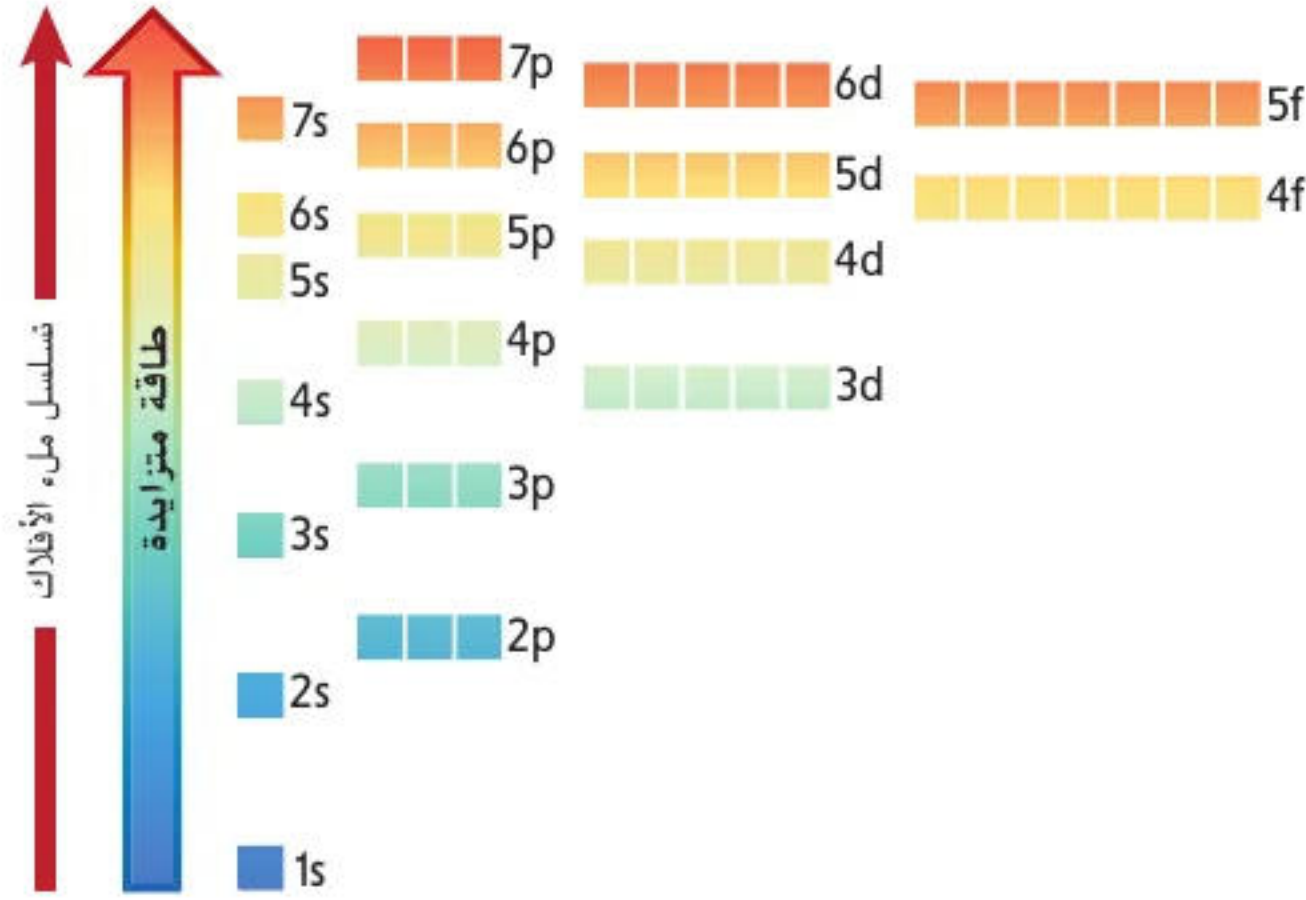
الشكل 23

65. انتقال الإلكترون وفقاً 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 تشابه 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. صف الاتجاهات النسبية للأفلاك المرتبطة بالمستوى الفرعي $2p$ للذرة؟
72. كم عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في جميع الأفلاك المرتبطة بمستوى الطاقة الثالث لذرة الأرجون؟
73. كيف يصف النموذج الميكانيكي الكمي للذرة مسارات إلكترونات الذرة؟
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 $5s$ بدلاً من أفلاك $4d$ أو $4f$.
78. ما الإلكترونات التكافؤ؟ كم عدد إلكترونات التكافؤ في ذرة المغنيسيوم من بين إلكتروناتها الـ 12؟
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
b. البود
c. الكالسيوم
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 حل المسائل

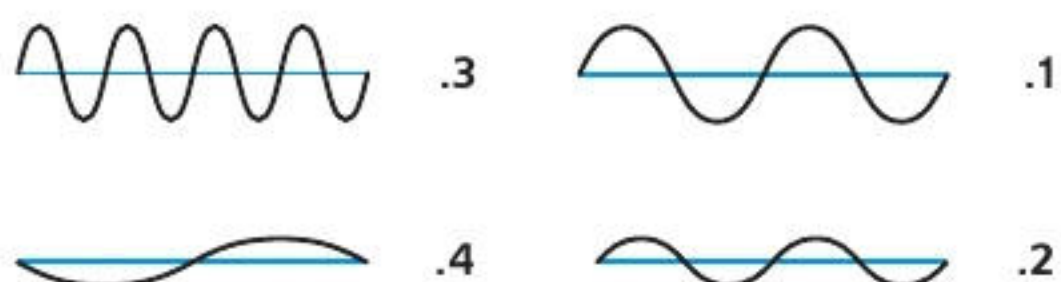
84. اذكر تسلسل أوفباو للمستويات الفرعية من $1s$ إلى $7p$.
85. اكتب ترميز الفلك والتوزيع الإلكتروني الكامل لكل من العناصر التالية:
a. البريليوم
b. الألمنيوم
c. النيتروجين
d. الصوديوم
86. استخدم ترميز الغاز النبيل لوصف الترتيب الإلكتروني للعناصر التي تمثلها الرموز التالية
a. Kr
b. P
c. Zr
d. Pb

مراجعة عامة

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

- a. 3 c. 6
b. 4 d. 7

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



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 سرعة 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 كُها من الطاقة؟

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

$\uparrow\downarrow$ 3s	$\uparrow\downarrow$ 3p	$\uparrow\downarrow$ 4s	$\uparrow\downarrow$ 3d
$\uparrow\downarrow$ 3s	$\uparrow\downarrow$ 3p	$\uparrow\downarrow$ 4s	$\uparrow$ 3d
$\uparrow\downarrow$ 3s	$\uparrow\downarrow$ 3p	$\uparrow\downarrow$ 4s	$\uparrow$ 3d
$\uparrow\downarrow$ 3s	$\uparrow\downarrow$ 3p	$\uparrow\downarrow$ 4s	$\uparrow$ 3d

الشكل 25

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

90. ارسـم 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
b. الأنثيمون
c. الكالسيوم
d. السماريوم

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

الكتابة في الكيمياء

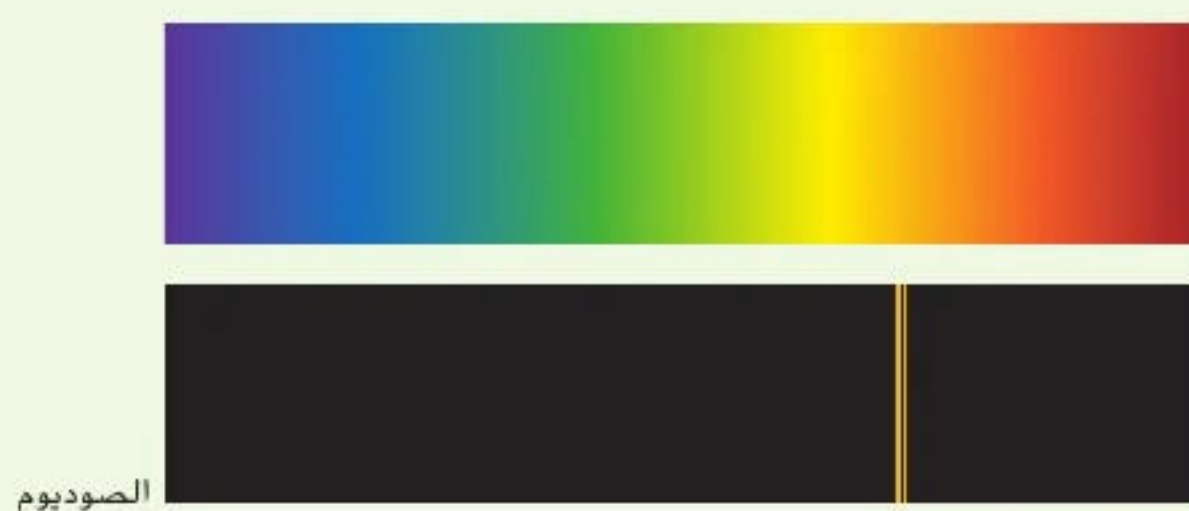
115. لوحات النيون كي يجعل المنتجون لوحات النيون تبعث ألوانًا مختلفة، يقومون غالبًا بملء اللوحات بغازات أخرى غير النيون. اكتب مقالًا بشأن استخدام الغازات في لوحات النيون والألوان التي تنتج عن هذه الغازات.
116. نموذج رذرفورد تخيل أنك عالم في بداية القرن العشرين، وأنت قد علمت للتو بتفاصيل نموذج نووي جديد للذرة 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 خيطان 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



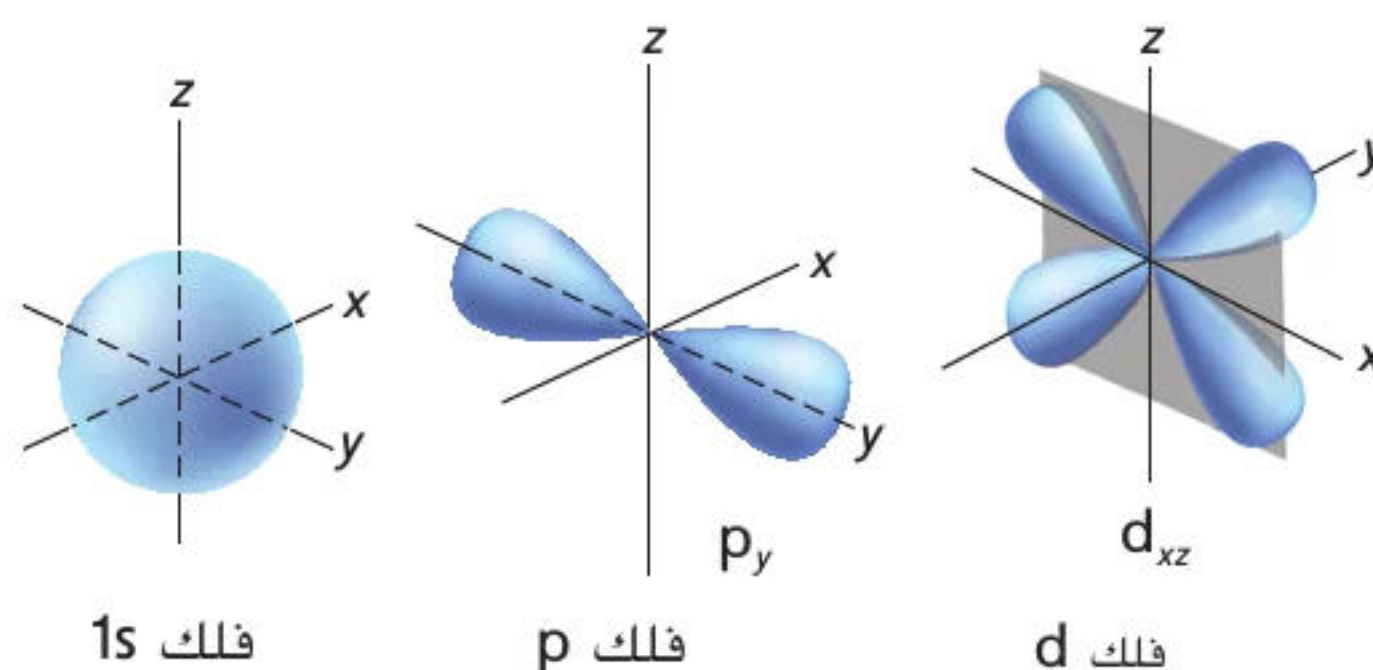
الشكل 29

117. فرق بين الطيفين الموضحين بالأعلى.
118. الأطوال الموجية لضوئي الصوديوم الساطعين هي 588.9590 nm و 589.9524 nm اكتب الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة للصوديوم، وكيف يرتبط الترتيب الإلكتروني للصوديوم بالخطوط؟
119. احسب طاقات الفوتونات المرتبطة بخطين مستخدمًا المعادلات التالية:

$$E = h\nu; c = \lambda\nu; E = hc/\lambda$$

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 والنيوسفور.

تحدي

111. ذرة الهيدروجين تبلغ طاقة ذرة 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

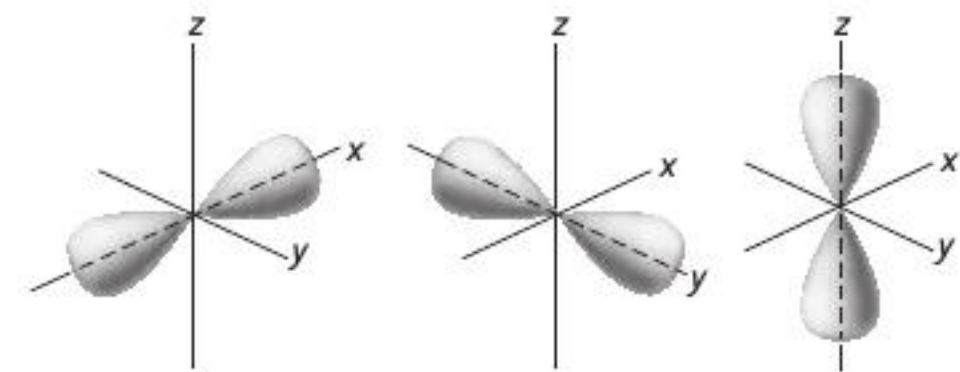
112. قَرِّب 20.56120 إلى ثلاث أرقام معنوية.
113. حدد ما إذا كانت كل عبارة تصف خاصية كيميائية أو خاصية فيزيائية أ. الزئبق سائل في درجة حرارة الغرفة. ب. السكر هو مادة بيضاء اللون صلبة بلورية. ج. يصدأ الحديد حين يتعرض للهواء رطب. د. يحترق الورق حين يشتعل.
114. العدد الذري لذرة الجادولينيوم 64 والعدد الكتلي 153. كم عدد الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في هذه الذرة؟

اختيار من متعدد

1. الأشعة الكونية هي عبارة عن إشعاع ذو طاقة عالية وارد من الفضاء الخارجي. ما تردد الشعاع الكوني ذو الطول الموجي $2.67 \times 10^{-13} \text{ m}$ حين يصل إلى الأرض؟ (سرعة الضوء $3.00 \times 10^8 \text{ m/s}$)
- A. $8.90 \times 10^{-22} \text{ s}^{-1}$
 B. $3.75 \times 10^{12} \text{ s}^{-1}$
 C. $8.01 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$
 D. $1.12 \times 10^{21} \text{ s}^{-1}$

2. أي من التالي يمثل الترميز النقطي للإلكترون لعنصر الإنديوم؟
- A. $\text{In} \cdot$
 B. $\cdot \text{In} \cdot$
 C. $\cdot \text{In} \cdot$
 D. $\cdot \text{In} \cdot$

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	$[\text{Ar}]4s^23d^3$
الإيتريوم	Y	39	$[\text{Kr}]5s^24d^1$
			$[\text{Xe}]6s^24f^{14}5d^6$
السكانديوم	Sc	21	$[\text{Ar}]4s^23d^1$
الكاديوم	Cd	48	

6. باستخدام ترميز الغاز النبيل، ما الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة لعنصر الكاديوم Cd؟
- A. $[\text{Kr}]4d^{10}4f^2$
 B. $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$
 C. $[\text{Kr}]5s^24d^{10}$
 D. $[\text{Xe}]5s^24d^{10}$

7. ما العنصر الذي له الترتيب الإلكتروني في الحالة المستقرة التالي $[\text{Xe}] 6s^24f^{14}5d^6$ ؟
- A. La
 B. Ti
 C. W
 D. Os

8. ما الترتيب الإلكتروني لذرة السكانديوم؟
- A. $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^1$
 B. $1s^22s^22p^73s^23p^54s^23d^1$
 C. $1s^22s^22p^53s^23p^54s^23d^1$
 D. $1s^22s^12p^73s^13p^54s^23d^1$

9. أي مما يلي لا يعتبر دليلاً 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

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.

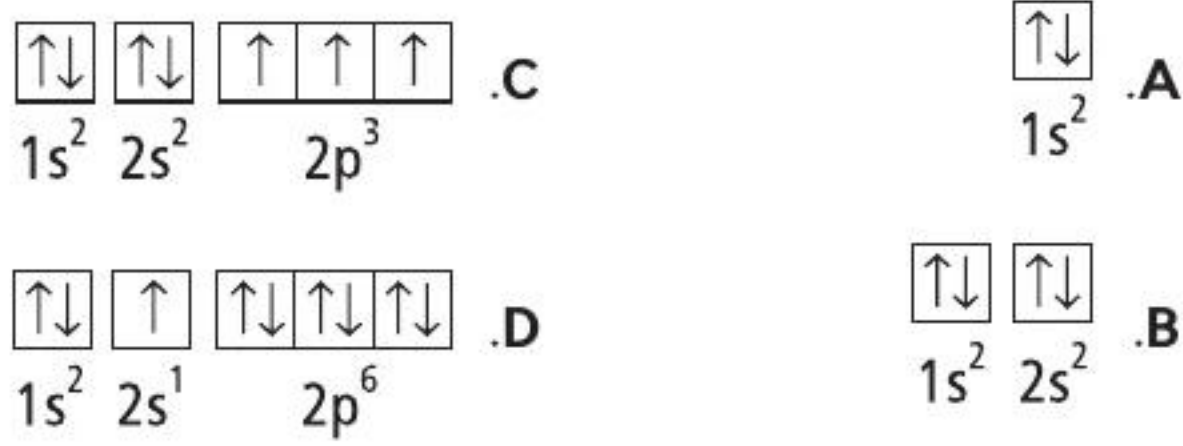
أسئلة ذات إجابات مفتوحة

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



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°C . بينما تشير المراجع إلى أن درجة الغليان لهذا المركب هي 36.1°C . 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. التبخير

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 الاستهلاكية

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.

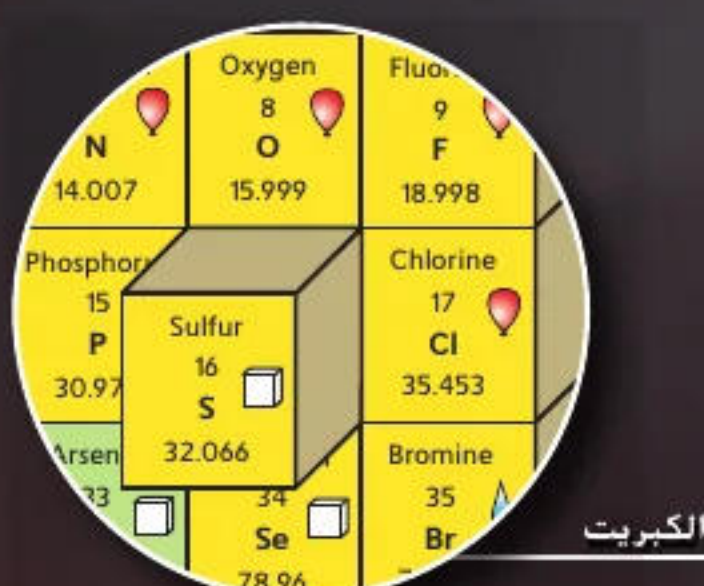
مطوياتي®

منظم الدراسة

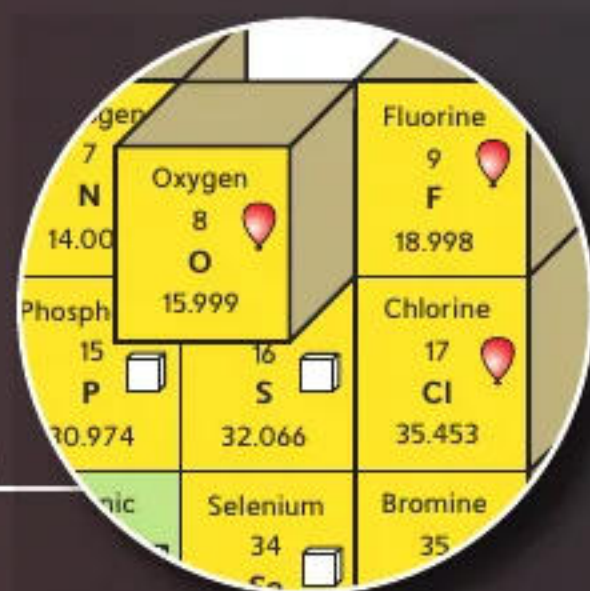
الاتجاهات الدورية

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

الخصائص الدورية	لحالات	الاتجاهات الدورية
عدد الذرات		
عدد الإلكترونات		
حالة التآين		
المساحة الكيميائية		



الأوكسجين



السيليكون

Carbon 6 C 12.011	Nitrogen 7 N 14.007
Aluminum 13 Al 26.98	Phosphorus 15 P 30.974
Silicon 14 Si 28.086	Arsenic 33 As 74.922
Gallium 31 Ga 70.62	Germanium 32 Ge 72.64

يوجد حالياً 118 عنصراً في الجدول الدوري، يوجد 90 عنصراً منها تقريباً بشكل طبيعي، وحسب الكتلة، يُعدّ الأكسجين العنصر الأكثر توفراً في القشرة الأرضية (دون 50% بفارق بسيط).

تطور الجدول الدوري الحديث

القسم 1

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

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

الكيمياء في حياتك

تطور الجدول الدوري

في أواخر القرن الثامن عشر، أعد العالم الفرنسي أنطوان لافوازييه (1743-1794) قائمة بجميع العناصر المعروفة في ذلك الوقت. واحتوت القائمة، الموضحة في الجدول 1، على 33 عنصراً مرتباً في أربع فئات. وكان الكثير من هذه العناصر، مثل الفضة والذهب والكربون والأكسجين معروفاً 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 حديثاً، دوراً مهماً في تقدم الكيمياء. كما لعبت الثورة الصناعية في منتصف القرن التاسع عشر دوراً محورياً مما أدى إلى تطور الكثير من الصناعات الجديدة التي تستند إلى الكيمياء، مثل: تصنيع البتروكيماويات والصابون والأصبغ والأسمدة. وبحلول عام 1870، وصل عدد العناصر المعروفة إلى ما يزيد عن 60 عنصراً.

وبالتوازي مع اكتشاف العناصر الجديدة توفرت كميات كبيرة من البيانات العلمية الجديدة المرتبطة بالعناصر ومركباتها. وكان علماء الكيمياء في تلك الفترة منغمسين 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 قيماً مختلفة للكتلة في أعمالهم مما يجعل من الصعب على عالمي كيمياء الحصول على النتائج نفسها. وبفضل الكتل الذرية المتفق عليها حديثاً للعناصر، بدأ بشكل جدي البحث عن العلاقات بين الكتلة الذرية وخواص العنصر وإيجاد طريقة لتنظيم العناصر.



الأسئلة الرئيسية

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

مراجعة المفردات

العدد الذري atomic number: عدد البروتونات في الذرة

مفردات جديدة

periodic law	القانون الدوري
group	مجموعة
period	دورة
	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 الأكتينيدات
actinide series	لافلز
nonmetal	هالوجين
halogen	غاز نبيل
noble gas	شبه فلز
metalloid	

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 والزنابق والموليبدنيوم والنيكل والذهب والبلاتين والرصاص والتنجستن و الخارصين
اللافلزات	الكبريت والفوسفور والفحم الصافي وحمض الهيدروكلوريك وحمض الهيدروفلوريك وحمض البوريك
العناصر الأرضية	الطباشير والمغنيسيا والباريت والطين والتراب السيليسي

العناصر ذات الخواص المتشابهة موجودة في نفس الصف

A	H	1	A	F	8	وهكذا →
B	Li	2	B	Na	9	→
C	G	3	C	Mg	10	→
D	Bo	4	D	Al	11	→
E	C	5	E	Si	12	→
F	N	6	F	P	13	→
G	O	7	G	S	14	→

مجموعة ثمانية

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

جون نيولاندز في عام 1869، اقترح الكيميائي الإنجليزي الأصل جون نيولاندز (1837-1898) مخططاً تنظيماً للعناصر. لاحظ أنه عند ترتيب العناصر تصاعدياً 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 نظم نيولاندز 14 عنصراً من العناصر المعروفة في منتصف ستينيات القرن التاسع عشر. ولم يتم قبول قانون الثمانيات نظراً لتعذر تطبيقه على جميع العناصر المعروفة. كما انتقد العلماء الآخرون كلمة *ثمانيات* انتقاداً لاذعاً 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.

ماير ومنديليف عام 1869، أثبت كل من عالم الكيمياء الألماني لوثر ماير (1830-1895) وعالم 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 أولاً. ولاحظ مندليف، كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سنوات، أنه عند ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية، سيظهر نمط دوري في خواصها. وتمكن مندليف من تنظيم العناصر في جدول دوري عن طريق ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الكتلة الذرية في أعمدة تتضمن العناصر المتشابهة في خواصها. لاقى جدول مندليف الموضح في الشكل 2 قبولاً كبيراً حيث توقع وجود عناصر لم تكن مكتشفة حينها وحدد خواصها. وترك مندليف مساحات فارغة في الجدول للعناصر التي لم تُكتشف بعد. ومن خلال ملاحظة الاتجاهات في خواص العناصر المعروفة، تمكن مندليف من توقع خصائص العناصر التي لم تُكتشف آنذاك، مثل: السكندريوم والجاليوم والجرمانيوم.



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

Typische Elemente

H = 1	Li = 7
	Be = 9,4
	B = 11
	C = 12
	N = 14
	O = 16
	F = 19

Na = 23
Mg = 24
Al = 27,3
Si = 28
P = 31
S = 32
Cl = 35,5

K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
—	? Yt = 88 ?	? Di = 138 ?	Er = 178 ?	—
Ti = 48 ?	Zr = 90	Ce = 140 ?	? La = 180 ?	Tb = 231
V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
Mn = 55	—	—	—	—
Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195 ?	—
Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
Ni = 59	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	—	—	—

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 جدول له ليست في ترتيبها الصحيح. حيث أدى ترتيب العناصر حسب الكتلة إلى وضع الكثير منها في مجموعات عناصر ذات خواص مختلفة.

حدد عالم 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. تدرب 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)

- رتب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- لاحظ تكرار الخواص كل ثمانية عناصر
- وضع قانون الثمانيات.

لوثر ماير (1830-1895)

- وضّح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية

ديميتري مندليف (1834-1907)

- وضّح العلاقة بين الكتلة الذرية وخواص العناصر
- رتب العناصر تصاعديًا حسب الكتلة الذرية
- توقع وجود العناصر غير المكتشفة وخواصها

هنري موزلي (1887-1915)

- اكتشف أن الذرات تحتوي على عدد فريد من البروتونات يسمي العدد الذري
- رتب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذري، والذي نتج عنه نمطًا دوريًا للخواص



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 تصاعدياً 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.

العنصر	أكسجين
الحالة الفيزيائية	8
الكتلة الذرية	15.999
العدد الذري	0
الرمز الكيميائي	

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

يوجد سبع دورات بدءاً بالهيدروجين في الدورة الأولى. وترقّم المجموعات من 1 إلى 18. فعلى سبيل المثال، تحتوي الدورة 4 على البوتاسيوم والكالسيوم في حين يوجد عنصر السكندريوم (Sc) في العمود الثالث من جهة اليسار أي المجموعة 3. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وللعناصر التي في المجموعات 1 و 2 ومن 13 إلى 18 مجموعة كبيرة من الخواص الفيزيائية والكيميائية. ولهذا السبب، يُشار إليها في الغالب باسم المجموعات الرئيسية أو **العناصر الرئيسية**. ويُشار إلى العناصر في المجموعات من 3 إلى 12 **بالعناصر الانتقالية**. وتصنف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

الفلزات تسمى العناصر التي تمتاز باللّمعان (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 الرئيسية وجميع العناصر الانتقالية فلزات. إذا نظرت إلى عنصر البورون (B) في العمود 13، فسترى خطاً عريضاً على شكل درجات السلم متعرجاً نزولاً إلى عنصر الأستاتين (At) في نهاية المجموعة 17. يكوّن هذا الخط فاصلاً مرئياً بين الفلزات واللافلزات في الجدول. في الشكل 5، تُمثّل 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 غالباً في البطاريات. **الفلزات القلوية الأرضية** توجد **الفلزات القلوية الأرضية** في المجموعة 2 وهي نشطة كيميائياً الكالسيوم (Ca) والمغنيسيوم (Mg) فلزان مهمان لصحتك وهما من أمثلة الفلزات القلوية الأرضية. ونظراً لأن المغنيسيوم يتميز بالصلابة وخفة الوزن نسبياً، يُستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، مثل الكمبيوتر المحمول كما هو موضح في الشكل 4.

■ الشكل 4 نظراً لأن

المغنيسيوم يتميز بخفة الوزن والقوة يُستخدم غالباً في إنتاج الأجهزة الإلكترونية. فمثلاً الإطار الخارجي لهذا الكمبيوتر المحمول مصنوع من المغنيسيوم.



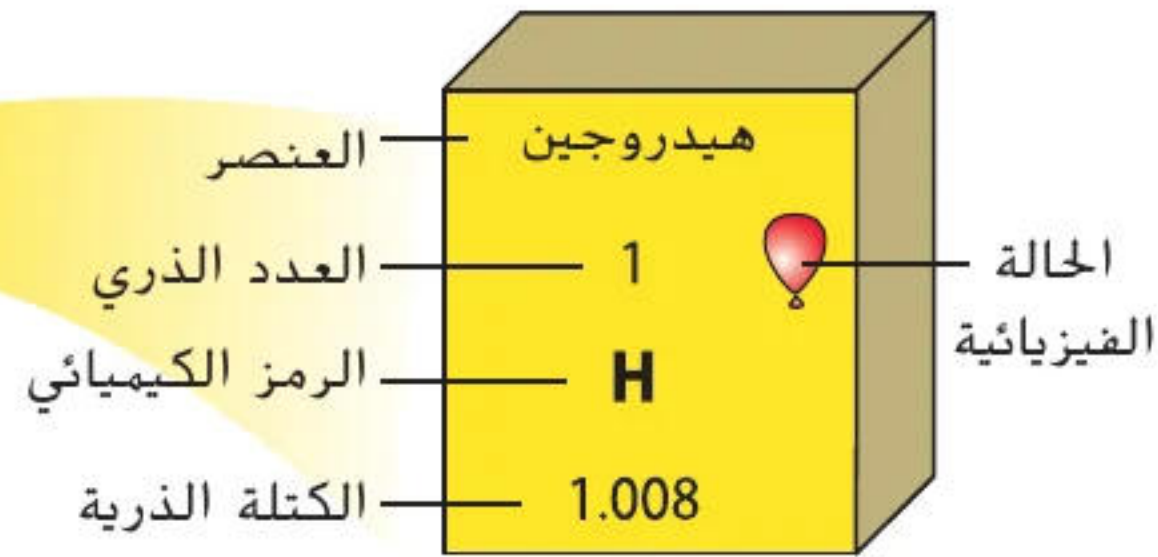
10			11			12			13			14			15			16			17			18		
فلز			شبه فلز			لا فلز			مكتشف حديثاً																	
نيكل 28 Ni 58.693			نحاس 29 Cu 63.546			خارصين 30 Zn 65.39			جاليوم 31 Ga 69.723			جرمانيوم 32 Ge 72.61			زرنيخ 33 As 74.922			سيلينيوم 34 Se 78.96			بروم 35 Br 79.904			كريبتون 36 Kr 83.80		
بلاديوم 46 Pd 106.42			فضة 47 Ag 107.868			كادميوم 48 Cd 112.411			انديوم 49 In 114.82			قصدير 50 Sn 118.710			انتيمون 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)			رونجنينيوم 111 Rg (272)			كوبرنيسيوم 112 Cn (285)			أونوتريريوم * 113 Uut (284)			أون كوادريوم 114 Fl (289)			أون بينتيوم * 115 Uup (288)			ليفرموريوم 116 Lv (293)			أون سبتيوم * 117 Uus (294)			أون 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.

جادولینیوم 64 Gd 157.25	تربیوم 65 Tb 158.925	دیسپروسیم 66 Dy 162.50	هولمیوم 67 Ho 164.930	ایربیوم 68 Er 167.259	تلوم 69 Tm 168.934	یتربیوم 70 Yb 173.04	لوتیتیوم 71 Lu 174.967
کوریوم 96 Cm (247)	برکلیوم 97 Bk (247)	کالیفورنیوم 98 Cf (251)	اینشتاینیوم 99 Es (252)	فرمیوم 100 Fm (257)	مندلیفیم 101 Md (258)	نوبلیوم 102 No (259)	لورنسیوم 103 Lr (262)

الجدول الدوري للعناصر

1	هيدروجين 1 H 1.008	2	3	4	5	6	7	8	9
2	ليثيوم 3 Li 6.941	بيريليوم 4 Be 9.012							
3	صوديوم 11 Na 22.990	مغنيسيوم 12 Mg 24.305							
4	بوتاسيوم 19 K 39.098	كالسيوم 20 Ca 40.078	سكانديوم 21 Sc 44.956	تيتانيوم 22 Ti 47.867	فناديوم 23 V 50.942	كروم 24 Cr 51.996	منجنيز 25 Mn 54.938	حديد 26 Fe 55.847	كوبلت 27 Co 58.933
5	روبيديوم 37 Rb 85.468	سترانشيوم 38 Sr 87.62	يتريوم 39 Y 88.906	زيركونيوم 40 Zr 91.224	نيوبيوم 41 Nb 92.906	موليبدينوم 42 Mo 95.94	تكنيتيوم 43 Tc (98)	روتينيوم 44 Ru 101.07	روديوم 45 Rh 102.906
6	سيزيوم 55 Cs 132.905	باريوم 56 Ba 137.327	لانثانيوم 57 La 138.905	هفنيوم 72 Hf 178.49	تنتال 73 Ta 180.948	تنجستن 74 W 183.84	رنيوم 75 Re 186.207	أزميوم 76 Os 190.23	إيريديوم 77 Ir 192.217
7	فرانسيوم 87 Fr (223)	راديوم 88 Ra (226)	أكتينيوم 89 Ac (227)	رذرفورديوم 104 Rf (261)	دبنيوم 105 Db (262)	سيبورجيم 106 Sg (266)	بوريوم 107 Bh (264)	هاسيوم 108 Hs (277)	مايتنريوم 109 Mt (268)



الرقم بين الأقواس هو رقم الكتلة الخاص بأطول النظائر عمراً لذلك العنصر.

مجموعة اللانثيدات

مجموعة الأكتينيدات

سيريوم 58 Ce 140.115	براسوديوم 59 Pr 140.908	نيودميوم 60 Nd 144.242	بروميثيوم 61 Pm (145)	ساماريوم 62 Sm 150.36	يوروبيوم 63 Eu 151.965
ثوريوم 90 Th 232.038	بروتكتينيوم 91 Pa 231.036	يورانيوم 92 U 238.029	نبتونيوم 93 Np (237)	بلوتونيوم 94 Pu (244)	أمريكيوم 95 Am (243)

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.

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. توقع ما إذا كان الفرانسيوم صلبًا أم سائلًا أم غازيًا. كيف يمكنك دعم توقعك؟

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
السيوم	28.4	671	265
الفرانسيوم	?	?	?

3. استدل أي من أعمدة البيانات يمثل الخطأ الأكثر احتمالًا في التنبؤ، وفسّر 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 الأكتينيدات، بطول الجزء السفلي للجدول الدوري. وتُشكّل 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 وخفة في الوزن في صنع إطارات الدراجات والنظارات.

الربط **بمعلم الأحياء** **اللافلزات** تشغل اللافلزات الجزء الأيمن العلوي من الجدول الدوري. وهي ممثلة بالمربعات الصفراء في الشكل 5. **اللافلزات** 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 ويُشكّل 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.



■ الشكل 6 أشأ 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 ويستخدمان على نطاق واسع في رقائق الكمبيوتر والخلايا الشمسية. ويستخدم 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.
- يرتب الجدول الدوري العناصر إلى دورات (صفوف) ومجموعات أو عائلات (أعمدة)؛ وتوضع العناصر ذات الخواص المتشابهة في المجموعة نفسها.
- تصنّف العناصر إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.

1. الفكرة الرئيسية صف تطور الجدول الدوري الحديث. واذكر المساهمات التي قدمها لافوازييه ونيولاندرز ومنديليف وموزلي.
2. ارسم نسخة مبسطة من الجدول الدوري وأشر إلى مكان الفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
3. صف 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. فسّر 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 الكاديوم (Cd). استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

تصنيف العناصر

القسم 2

الفكرة الرئيسية تُرتَّب العناصر في مجموعات مختلفة في الجدول الدوري وفقًا لترتيب الإلكترونات.

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 التعرف على العناصر الكيميائية وفقًا للتفاصيل المتاحة عن ترتيب إلكتروناتها.

الكيمياء في حياتك

ترتيب العناصر حسب ترتيبها الإلكتروني

سبق أن تعلمت أن الترتيب الإلكتروني يحدد الخواص الكيميائية للعنصر. قد تكون كتابة الترتيبات الإلكترونية باستخدام مخطط أوفباو عملاً مملاً، 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	$1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$	$[Ar]4s^1$

الأسئلة الرئيسية

- 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.



■ الشكل 7 يوضح الشكل الترميز
النقطي للإلكترونات لمعظم العناصر
الرئيسية.
لاحظ كيف يختلف عدد إلكترونات
التكافؤ داخل المجموعة؟



1	H.	2		13	14	15	16	17	18
1	H.								He:
2	Li.	Be.		.B.	.C.	.N:	.O:	.F:	.Ne:
3	Na.	Mg.		.Al.	.Si.	.P:	.S:	.Cl:	.Ar:
4	K.	Ca.		.Ga.	.Ge.	.As:	.Se:	.Br:	.Kr:
5	Rb.	Sr.		.In.	.Sn.	.Sb:	.Te:	.I:	.Xe:
6	Cs.	Ba.		.Tl.	.Pb.	.Bi:	.Po:		.Rn:

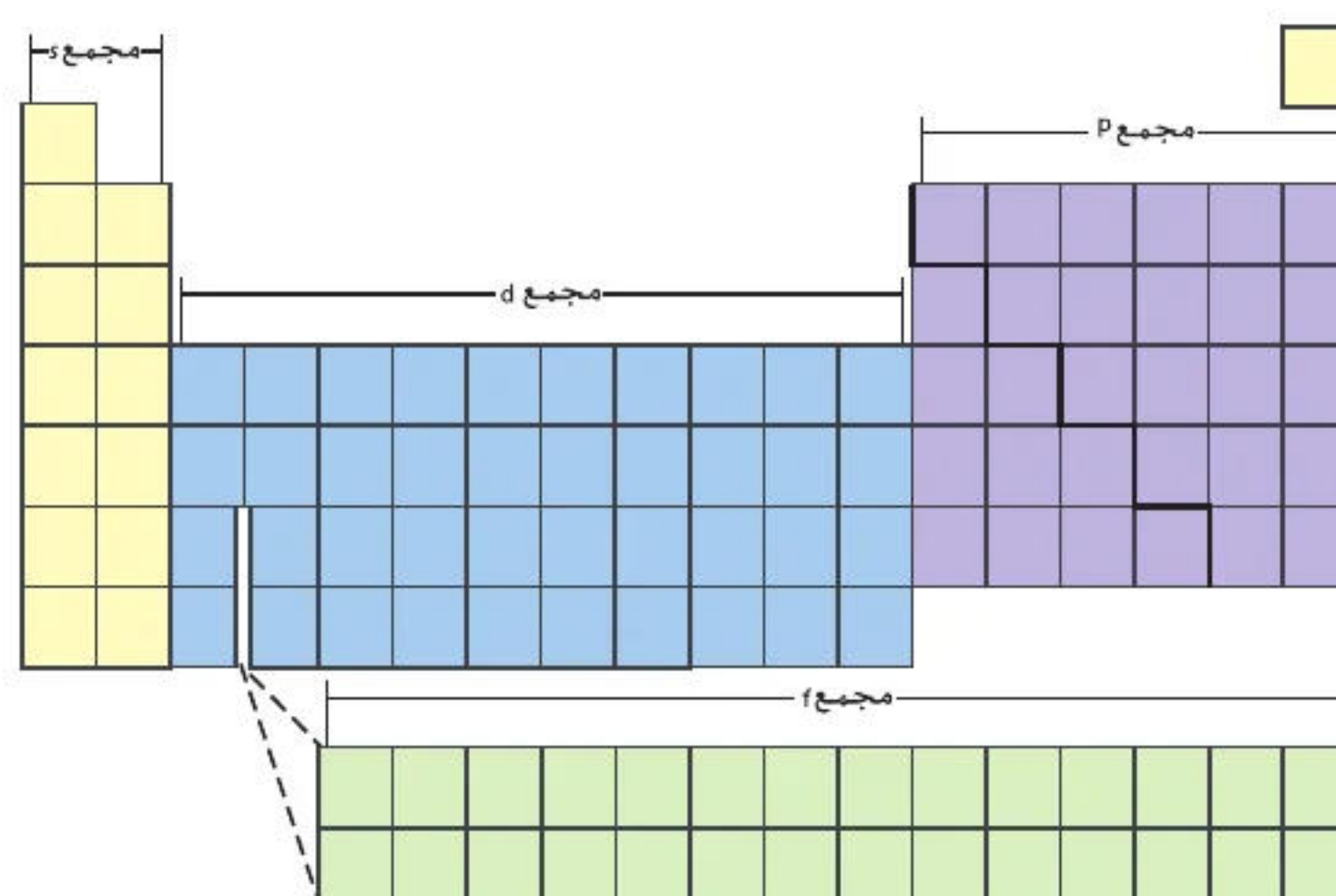
إلكترونات تكافؤ العناصر الرئيسية

عناصر المجموعة 1 لها إلكترون تكافؤ واحد، بينما عناصر المجموعة 2 لها إلكترونات 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 إلكترونات تكافؤ فقط. يوضح الشكل 7 كيف يوضح الترميز النقطي للإلكترونات التي درسته سابقاً 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 المجموعات s و p و d و f

للجدول الدوري أعمدة وصفوف بأحجام متنوعة. ويعود السبب في عدم انتظام شكل الجدول الدوري إلى أنه قسم إلى أقسام أو مجموعات تمثل مستوى الطاقة الفرعي للذرة المملوءة بالإلكترونات التكافؤ. ونظرًا لوجود أربعة مستويات طاقة فرعية مختلفة (s و p و d و f)، يتم تقسيم الجدول الدوري إلى أربعة مجموعات مميزة كما هو موضح في الشكل 8.

■ الشكل 8 ينقسم الجدول الدوري إلى أربعة
مجموعات هي s و p و d و f.
حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد
الإلكترونات التي يمكن أن توجد في
مستوى الطاقة الفرعي وعدد الأعمدة
في كل مجمع في الرسم التخطيطي؟



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

عناصر المجمع s يتكوّن المجمع s من المجموعتين 1 و 2 وعنصر الهيليوم. تكون أفلاك s لعناصر المجموعة 1 ممتلئة جزئيًا حيث تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد وينتهي ترتيبها الإلكتروني بـ s^1 . وتكون أفلاك s لعناصر المجموعة 2 ممتلئة تمامًا حيث تحتوي على إلكترونين 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. ويوضح الجدول 4 الترتيبات الإلكترونية لأول أربعة عناصر من الغازات النبيلة. وفي هذه الحالة، تكون أفلاك s و p في مستوى الطاقة الرئيس للدورة ممتلئة تمامًا. يؤدي ترتيب الإلكترونات هذا إلى تركيب ذري مستقر بشكل استثنائي. ويضم المجمعان s و p 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

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

1894-1900 أصبحت الغازات النبيلة - الأرجون والهيليوم والكريبتون والنيون والزينون والرادون - مجموعة جديدة في الجدول الدوري.

1828 بدأ العلماء في استخدام الحروف للإشارة إلى العناصر الكيميائية.

1913 حدد هنري موزلي العدد الذري للعناصر المعروفة وأثبت أنّ خواص العناصر تتنوع بشكل دوري مع العدد الذري.

1869 وضع لوثر ماير وديمتري مندليف، كل على حدة، جداول بناءً على خواص العناصر وتوقعًا خواص العناصر غير المعروفة.

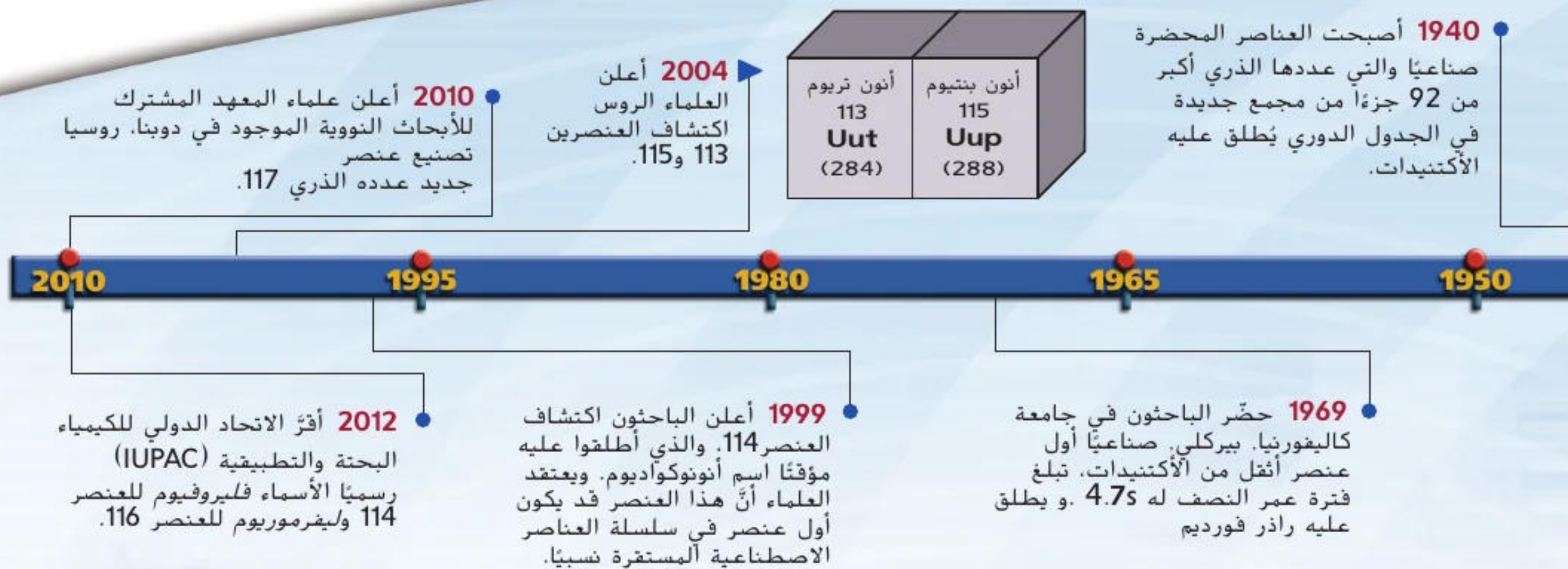
1789 عرّف أنطوان لافوازييه العنصر الكيميائي ووضع قائمة بجميع العناصر المعروفة وميّز بين الفلزات واللافلزات.

عناصر المجمعات d يحتوي المجمع d على الفلزات الانتقالية وهو أكبر المجمعات. على الرغم من وجود بعض الاستثناءات، تتميز 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 أن 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 s خارجي ممتلئ تمامًا أو جزئيًا وأفلاك 4f و 5f 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 و p و d و f شكل الجدول الدوري. وبالانتقال إلى أسفل خلال الدورات، يزداد مستوى الطاقة الرئيس، وكذلك عدد الأفلاك التي تحتوي على الإلكترونات. لاحظ أن الدورة 1 تحتوي على عناصر المجمع s فقط وتحتوي الدورتان 2 و 3 على عناصر المجمع s و p وتحتوي الدورتان 4 و 5 على عناصر المجمع s و p و d وتحتوي الدورتان 6 و 7 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.



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

1 تحليل المسألة

لديك الترتيب الإلكتروني لعنصر السترونشيوم.

المعلوم الترتيب الإلكتروني $[Kr]5s^2$
المجهول المجموعة = ؟
 الدورة = ؟
 المجموع = ؟

2 إيجاد القيمة المجهولة

يُشير s^2 إلى أنّ إلكترونات التكافؤ لعنصر السترونشيوم تملأ المستوى الفرعي s . ولهذا يوجد عنصر السترونشيوم في المجموعة 2 للمجموع 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 تطبيقاً صحيحاً.

تطبيقات

8. دون استخدام الجدول الدوري، حدد المجموعة والدورة والمجموع لذرة لها الترتيب الإلكتروني التالي:

a. $[Ne]3s^2$ b. $[He]2s^2$ c. $[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^5$

9. ما رموز العناصر التي لها ترتيبات إلكترونات التكافؤ التالية؟

a. $s^2 d^1$ b. $s^2 p^3$ c. $s^2 p^6$

10. **تحفيز** اكتب الترتيب الإلكتروني للعناصر التالية:

a. عنصر في المجموعة 2 وفي الدورة الرابعة c. غاز نبيل في الدورة الخامسة
 b. عنصر في المجموعة 12 وفي الدورة الرابعة d. عنصر في المجموعة 16 وفي الدورة الثانية

القسم 2 مراجعة

ملخص القسم

- للجدول الدوري أربعة مجموعات s و p و d و f .
- تتشابه الخواص الكيميائية للعناصر داخل المجموعة نفسها.
- رقم المجموعة للعناصر في المجموعتين 1 و 2 يساوي عدد إلكترونات تكافؤ العنصر.
- مستوى الطاقة الذي توجد فيه إلكترونات تكافؤ الذرة يساوي رقم الدورة التي توجد بها الذرة.

- الفكرة الرئيسة اشرح ما الذي يحدد المجموعات في الجدول الدوري.
- حدد المجموع الجدول الدوري التي تنتمي إليها العناصر التي لها الترتيبات الإلكترونية التالية:
 a. $s^2 p^4$ b. s^1 c. $s^2 d^1$ d. $s^2 p^1$
- استدل عنصر الزينون غاز خامل يُستخدم في الأضواء الساطعة وهو موصل رديء للحرارة والكهرباء. هل تتوقع أن يكون الزينون فلزاً أم لافلزاً أم شبه فلز؟ أين موقعه في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.
- فسر لماذا تتشابه الخواص الكيميائية للعناصر داخل المجموعة نفسها.
- نمذج ارسم مخططاً مبسطاً للجدول الدوري ووضح عليه المجموعات s و p و d و f .

الاتجاهات الدورية

القسم 3

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

التقويم أداة مفيدة لتتبع الأنشطة. حيث يتكرر نمط الأيام، من الأحد إلى السبت، أسبوعاً تلو الآخر. فإذا أدرجت نشاطاً 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.

الكيمياء في حياتك

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. تذكر أن السحابة الإلكترونية التي تحيط بأي نواة ليس لها حافة محددة بوضوح. يُعرّف 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. ونظراً 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، يُعرّف 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، يُعرّف نصف القطر الذري بأنه نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مرتبطتين كيميائياً معاً. ويوضح الشكل 10 نصف القطر الذري لجزيء الهيدروجين اللافلزي ثنائي الذرة (H_2).

الأسئلة الرئيسية

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

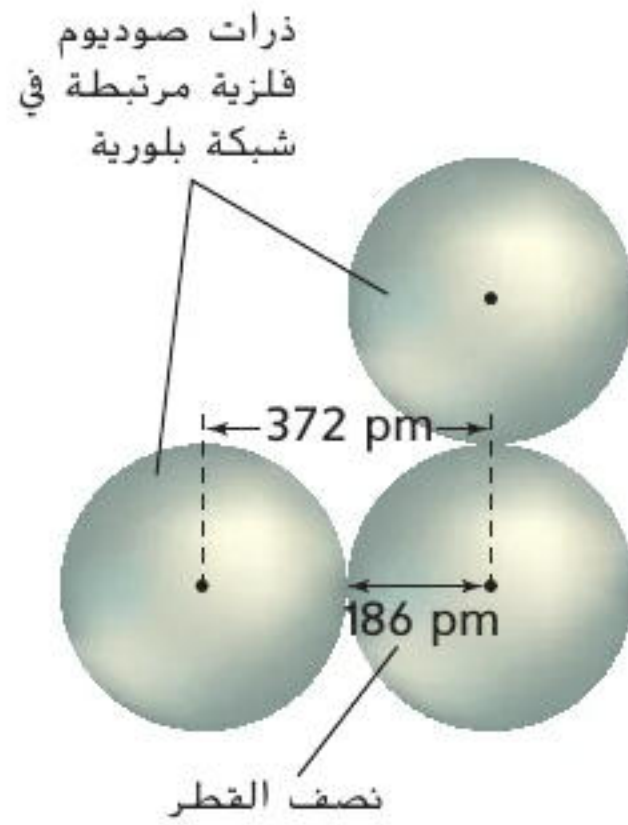
مفردات للمراجعة

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

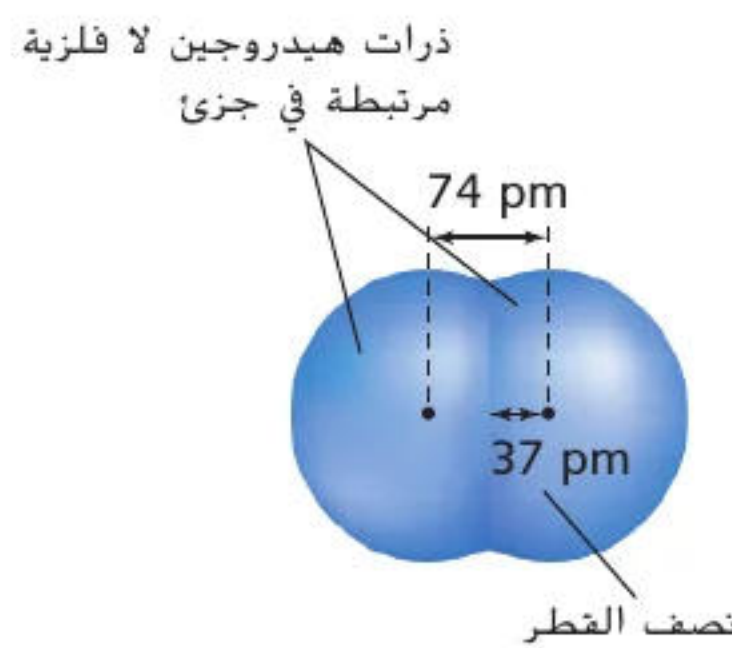
مفردات جديدة

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

■ 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.

1	الرمز الكيميائي						18	
H 37	K 227						He 31	
1	نصف القطر الذري							
	الحجم النسبي							
2	2	13	14	15	16	17		
Li 152	Be 112	B 85	C 77	N 75	O 73	F 72	Ne 71	
3	Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 103	Cl 100	Ar 98
4	K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 120	Se 119	Br 114	Kr 112
5	Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 140	Te 142	I 133	Xe 131
6	Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 150	Po 168	At 140	Rn 140

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 ثابتاً خلال أي دورة. ويزيد عدد الإلكترونات والبروتونات في كل عنصر بمقدار بروتون وإلكترون واحد عن العنصر السابق له ويتم 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 يفسر التناقص في أنصاف الأقطار الذرية عبر أي دورة.

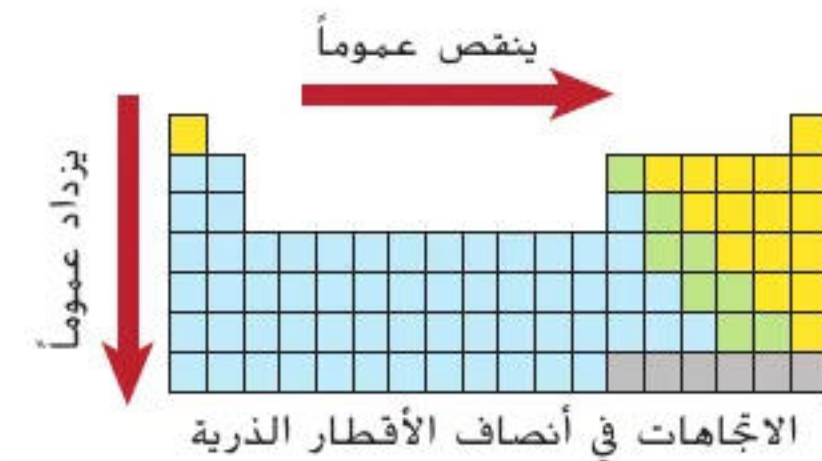
الاتجاهات خلال المجموعات بشكل عام تزداد أنصاف الأقطار الذرية مع الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. وتزيد شحنة النواة ويتم إضافة الإلكترونات إلى الأفلاك المتوافقة مع مستويات الطاقة الرئيسة الأعلى على التوالي. ومع ذلك، لا تسحب شحنة النواة المتزايدة الإلكترونات الخارجية تجاه النواة لجعل الذرة أصغر. وبالانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة، يزداد حجم الفلك الخارجي مع زيادة مستوى الطاقة الرئيس؛ ولهذا، تصبح الذرة أكبر حجمًا. وزيادة حجم الفلك تعني أن 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.



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. أولاً، حدد المجموعات والدورات التي توجد فيها العناصر. ثم طبق الاتجاهات العامة في أنصاف الأقطار الذرية لتحديد العنصر الذي له أكبر نصف قطر ذري.

2 إيجاد القيمة المجهولة

من الجدول الدوري، نجد أن جميع العناصر موجودة في الدورة 2. ترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة هو: Li و Be و C و F. العنصر الأول في الدورة 2 وهو الليثيوم له أكبر نصف قطر.

حدد الدورات.

طبق اتجاه أنصاف الأقطار المتناقصة عبر الدورة.

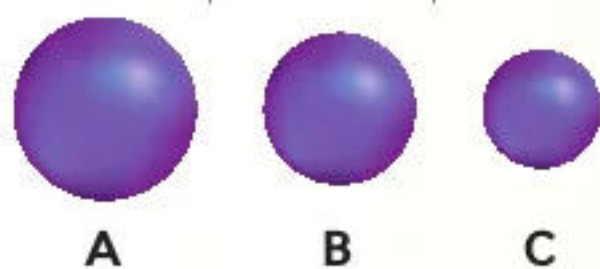
3 تقييم الإجابة

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

تطبيقات

أجب 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 قطراً؟



17. يُظهر الشكل على اليسار الهيليوم والكربتون والرادون. أيها يمثل الكربتون؟ وكيف يمكنك معرفة ذلك؟

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

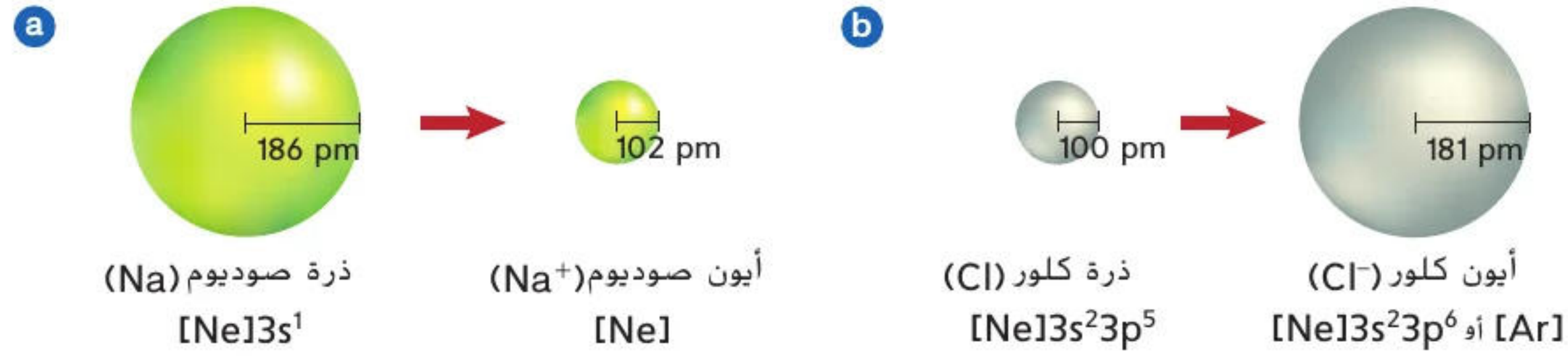
19. تحدي حدد أي العنصرين في كل زوج له نصف قطر ذري أكبر:

- العنصر في الدورة 2 والمجموعة 1؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 18
- العنصر في الدورة 5 والمجموعة 2؛ أو العنصر في الدورة 3 والمجموعة 16
- العنصر في الدورة 3 والمجموعة 14؛ أو العنصر في الدورة 6 والمجموعة 15
- 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. ستتعرف 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 الإلكتروني بين الإلكترونات المتبقية والتي أصبحت أقل حاليًا. ونتيجة لذلك، يزداد تأثير شحنة النواة في الإلكترونات المتبقية وتسحبها بالقرب من النواة موجبة الشحنة.



■ الشكل 13 يختلف حجم الذرات اختلافاً كبيراً عندما تكون أيونات.
a. الأيونات الموجبة أصغر من الذرات المتعادلة المكونة لها.
b. الأيونات السالبة أكبر من الذرات المتعادلة المكونة لها.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة الشحنة، تصبح أكبر حجماً. وتؤدي إضافة إلكترون إلى الذرة إلى زيادة التنافر الإلكتروني 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 تكون ذرات الصوديوم أيونات موجبة في حين يوضح الشكل 13b كيف يتزايد نصف قطر الكلور عندما تكون ذرات الكلور أيونات سالبة.

المطويات
ضمّن مطويتك معلومات من هذا القسم.



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

■ الشكل 14 يوضح أنصاف الأقطار

الأيونية لمعظم العناصر الرئيسة بالبيكومتيرات ($10^{-12}m$).

فسّر لماذا تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

نصف القطر الأيوني
الرمز الكيميائي
الشحنة
الحجم النسبي

K 138
1+

	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+		

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 ثمّ تزيد أنصاف الأقطار الأيونية لكل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة. تلخص اتجاهات المجموعات والدورات في أنصاف الأقطار الأيونية في الشكل 15.

طاقة التأين

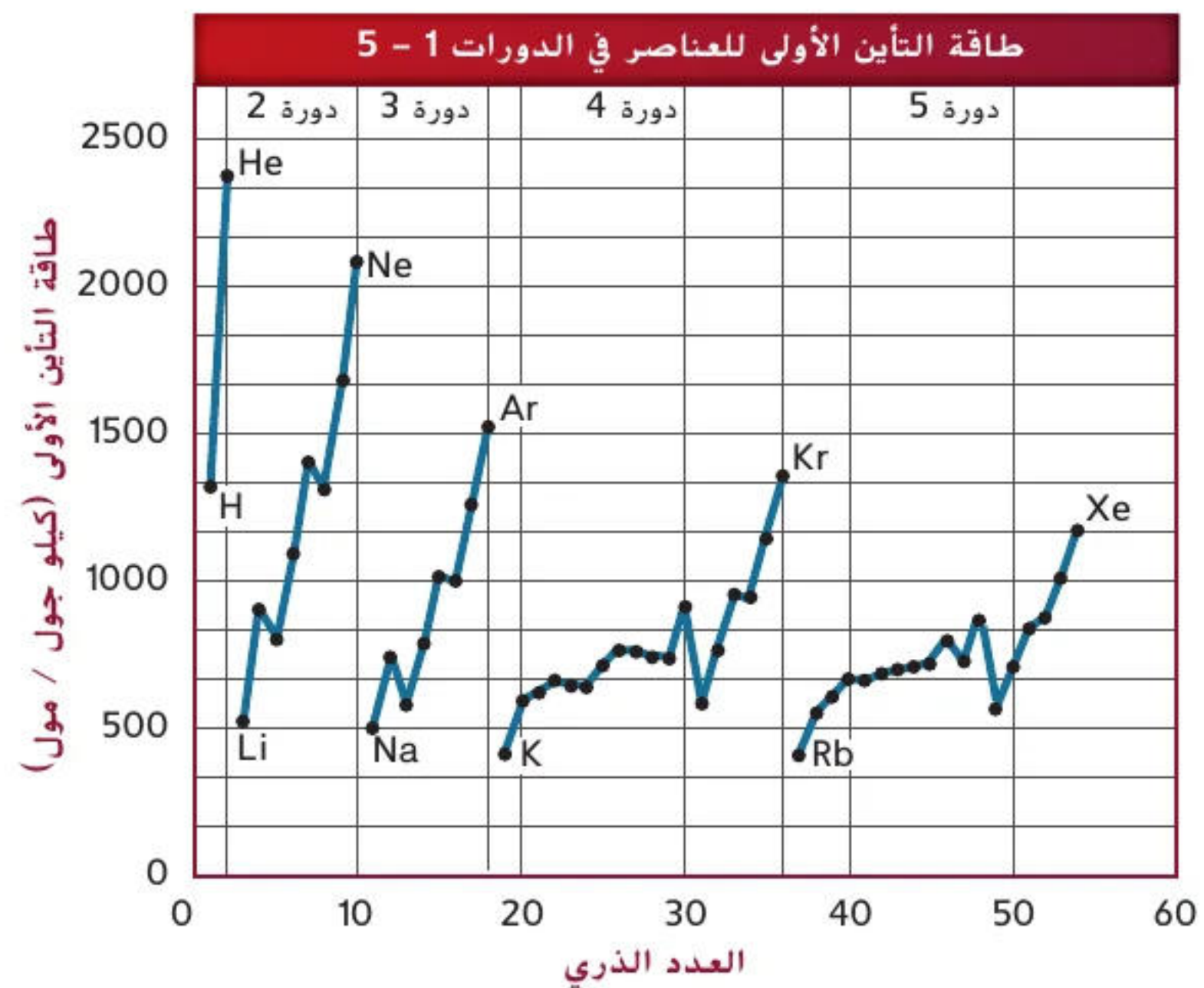
لتكوين أيون موجب، يجب إزالة إلكترون من الذرة المتعادلة، ويتطلب ذلك توفر طاقة. ونحتاج إلى هذه الطاقة للتغلب على قوة التجاذب بين الشحنة الموجبة للنواة والشحنة السالبة للإلكترون. تُعرّف **طاقة التأين** بأنها الطاقة المطلوبة لإزالة إلكترون من ذرة في الحالة الغازية. على سبيل المثال، يلزم طاقة قدرها 8.64×10^{-19} 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 8.64×10^{-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.

فكر في طاقة التأين كمؤشر على مدى قوة تمسك نواة الذرة بالإلكترونات تكافؤها. لذا تُشير قيمة طاقة التأين العالية إلى أن الذرة تتمسك بالإلكتروناتها بقوة. ومن ثمّ 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.



الجدول 5 طاقات التأين المتتالية لعناصر الدورة 2

العنصر	إلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)*							
		الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة	الثامنة
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
Ne	8	2080	3950	6120	9370	12,180	15,240	20,000	23,070
									106,430
									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 تكون فلزات المجموعة 1 (Li و Na و K و Rb) أيونات موجبة. وطاقات تأين عناصر المجموعة 18 (He و Ne و Ar و Kr و Xe) مرتفعة، لذا لا تكون أيونات. ويقلل الترتيب الإلكتروني المستقر لغازات المجموعة 18 من تفاعلها الكيميائي بشكل 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 دوماً، 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.

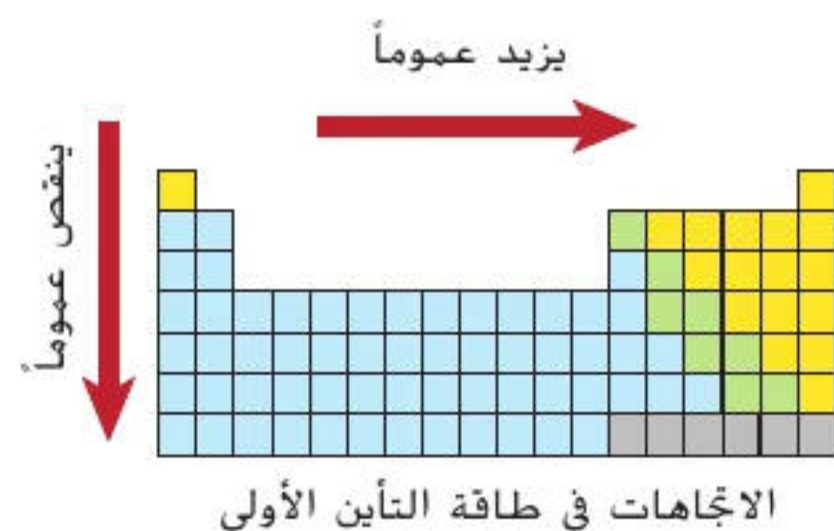
إذا فحصت الجدول، ستلاحظ أن التأين الذي يحدث فيه الزيادة الكبيرة في الطاقة مرتبط بعدد إلكترونات تكافؤ الذرة. فالليثيوم له إلكترون تكافؤ واحد وتحدث الزيادة بعد طاقة التأين الأولى. ويُشكل الليثيوم أيون الليثيوم $+1$ الشائع بسهولة لكن لا يحتمل أن يُشكل أيون الليثيوم $+2$. تُبيّن الزيادة في طاقة التأين أن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

الكيمياء في الحياة اليومية

طاقة التأين



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

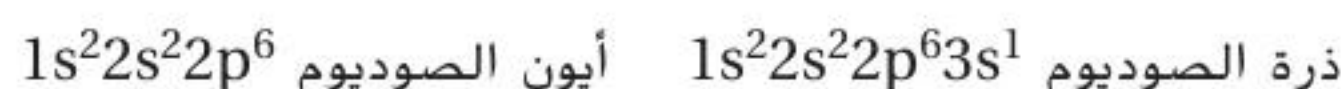


■ الشكل 17 تزداد طاقات التأين بشكل عام من اليسار إلى اليمين في أي دورة وتقل عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.

الاتجاهات عبر الدورات كما هو موضح في الشكل 16 ووفقاً 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 نال زيادة التمسك بالإلكترونات 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. يلخص 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.



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 سابقاً وهو أنّ الترتيب الإلكتروني لأفلاك s و p 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 بالإلكترونات 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.

تجربة مصفوفة

ترتيب العناصر

هل يمكنك تحديد النمط؟

الإجراء

1. اقرأ 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 واطرك فراغات عند الضرورة.

التحليل

1. أنشئ جدولاً تدرج فيه موضع كل عنصر.
2. صف اتجاهات اللون (عبر الدورات والمجموعات) عند الانتقال إلى أسفل في الجدول الجديد.
3. صف 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؟

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

5. تنبأ خواص العنصر الذي سيملاً الفراغ الأخير المتبقي في الجدول.

السالبية الكهربية تزداد ↓	1 H 2.20																			2 He				
	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	10 Ne
	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	18 Ar
	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	36 Kr						
	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	54 Xe						
	55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.1	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	86 Rn						
	87 Fr 0.70	88 Ra 0.90	89 Ac 1.1	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh		118 Uuo						

يتم التعبير عن قيم السالبية الكهربائية بالقيمة العددية 3.98 أو أقل. ووحدات السالبية الكهربائية وحدات تقريبية يُطلق عليها بولينج على اسم العالم 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.

استدل على سبب عدم إدراج قيم السالبة الكهربائية للغازات النبيلة.



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 السالبة 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 ثانٍ 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 للأوكسجين والبيريليوم.
24. **أنشئ** تمثيلات بيانية واستخدمهما مثل بيانًا أنصاف الأقطار الذرية للعناصر الرئيسة في الدورات 2 و3 و4 مقابل أعدادها الذرية. صل 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.

الكيمياء والصحة



الشكل 2 تغطي العضلات الجسم بأكمله.

النيتروجين كما هو موضح في الشكل 2 تغطي العضلات الجسم بأكمله. 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 توفراً 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، جزءاً 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 أنّه 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 مسبقاً؟ ما سبب أهمية العناصر الزهيدة؟ ابحث في العناصر الزهيدة وصمم رواية مصورة تعلم بها طلاب المرحلة الابتدائية المزيد عن هذه المواد الغذائية.

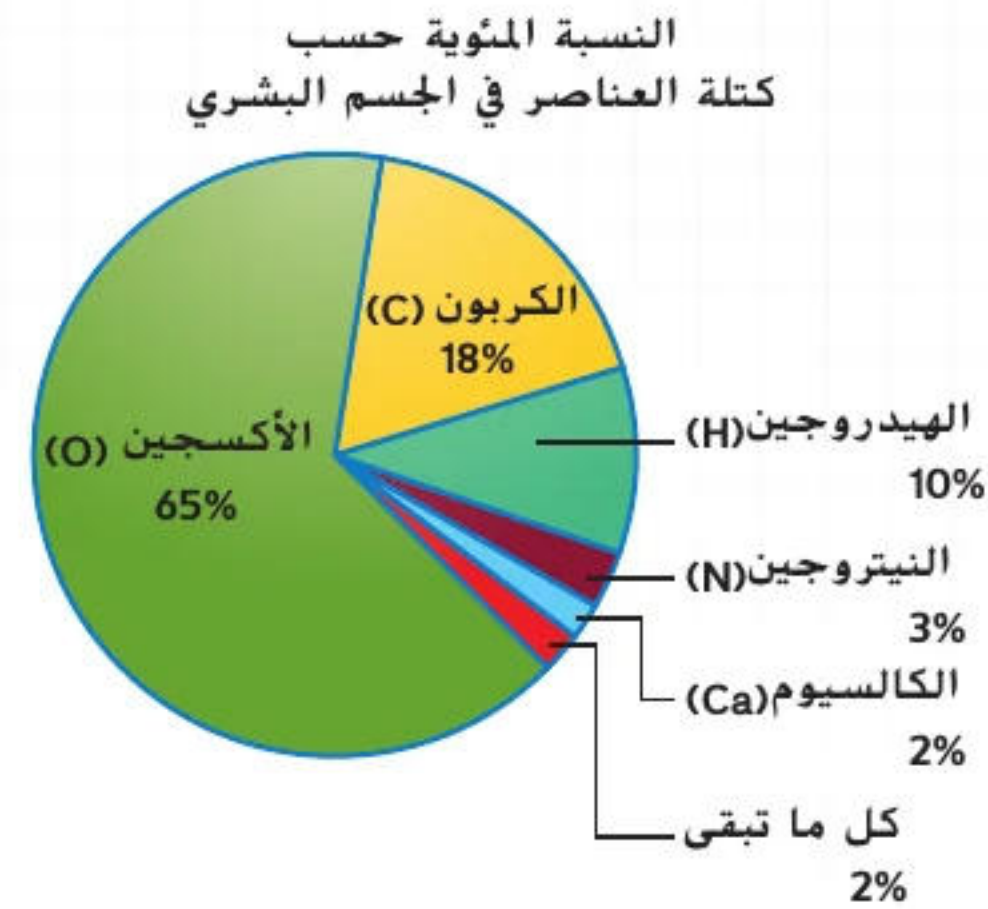
العناصر في جسم الإنسان

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 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 جزءاً أساسياً 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 معاً، على الرغم من أن الهيدروجين لا يمثل سوى 10% من تركيب الكتلة نظراً لكتلته الصغيرة جداً. لا يحتاج الجسم إلى الهيدروجين كعنصر فقط، بل ضمن مجموعة متنوعة من المركبات الضرورية، مثل: الماء. يُعدّ الهيدروجين أيضاً، إلى جانب الأكسجين والكربون، جزءاً مهماً من الكربوهيدرات والجزيئات العضوية الأخرى التي يحتاج إليها الجسم للحصول على الطاقة.



الشكل 1 يتكون جسم الإنسان من الكثير من العناصر المختلفة.

مختبر الكيمياء

استكشاف الكيمياء الوصفية

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

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

السؤال: ما نمط خواص العناصر الرئيسية؟

المواد

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

احتياطات السلامة



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

الإجراء

1. اقرأ 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 قابلاً للطرق، فسيصبح مسطحاً. وإذا كان هشاً، فسينكسر. سجل ملاحظاته.
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 المخبر المدرج، أضف 5ml من الماء إلى كل أنبوب اختبار.
6. استخدم الملاعقة المسطحة لوضع مقدار صغير من كل عنصر في أنابيب الاختبار المتوافقة معه. باستخدام المخبر المدرج، أضف 5mL من حمض الهيدروكلوريك 1.0M HCl إلى كل أنبوب اختبار. لاحظ كل أنبوب لمدة دقيقة واحدة على الأقل. يُعدّ تكوّن الفقاعات دليلاً على التفاعل بين الحمض والعنصر. سجل ملاحظاته.

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

التحليل والاستنتاج

1. فسر البيانات باستخدام الجدول أعلاه وملاحظاتك، أدرج في قائمة عينات العناصر التي تعرض الخصائص العامة للفلزات.
2. فسر البيانات باستخدام الجدول أعلاه وملاحظاتك، أدرج في قائمة عينات العناصر التي تعرض الخصائص العامة لللافلزات.
3. فسر البيانات باستخدام الجدول أعلاه وملاحظاتك، أدرج في قائمة عينات العناصر التي تعرض الخصائص العامة لأشباه الفلزات.
4. نمذج أنشئ جدولاً دورياً وسمّ العناصر الرئيسية حسب المجموعة (من 1 إلى 17). باستخدام نتائجك والجدول الدوري المعروض في هذه الوحدة، سجّل رموز العناصر الملاحظة أثناء التجربة في الجدول الدوري الذي أنشأته.
5. استدل صف أي اتجاهات بين العناصر التي لاحظتها في التجربة.

التوسع في الاستقصاء

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

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

القسم 1 تطوّر الجدول الدوري الحديث

الفكرة الرئيسية تطوّر 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
 - فلز انتقالي داخلي
 - سلسلة اللانثينيدات
 - سلسلة الأكتينيدات
 - لافلز
 - هالوجين
 - غاز نبيل
 - شبه فلز

العنصر	أكسجين
الحالة الفيزيائية	غاز
العدد الذري	8
الرمز الكيميائي	O
الكتلة الذرية	15.999

القسم 2 تصنيف العناصر

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

- للجدول الدوري أربعة مجموعات (s و p و d و f).
- تتشابه الخواص الكيميائية للعناصر داخل المجموعة نفسها.
- رقم المجموعة للعناصر في المجموعتين 1 و 2 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 الرئيسية 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 وتزداد عند الانتقال إلى أسفل عبر أي مجموعة.
- تزداد 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.
- تزداد 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

القسم 1

إتقان المفاهيم

25. اشرح كيف كان الجدول الدوري لمندليف به أخطاء.
26. اشرح كيف ساهم قانون الثمانية لنيولاندز في تطور الجدول الدوري الحديث.
27. اقترح كل من لوثر ماير وديميتري مندليف جداول دورية مشابهة عام 1869. لماذا حصل مندليف على شهرة وتقدير أكبر عن الجدول الدوري؟
28. ما المقصود بالقانون الدوري؟
29. صف الخصائص العامة للفلزات.
30. ما الخصائص العامة لأشباه الفلزات؟
31. حدد نوع العناصر التالية كفلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.
 - a. الأكسجين
 - b. الباريوم
 - c. الجرمانيوم
 - d. الحديد
32. صل كل مجموعة على اليمين بما يناسبها على اليسار.
 - a. الفلزات القلوية
 - b. الهالوجينات
 - c. الفلزات القلوية الأرضية
 - d. الغازات النبيلة
33. ارسم جدولاً دورياً مبسطاً واستخدم التسميات لتحديد الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية والفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية والغازات النبيلة والهالوجينات.

لاثانوم 57 La 138.906	هافنيوم 72 Hf 178.49
أكتينيوم 89 Ac (227)	رذرفورديوم 104 Rf (261)

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 الثيرمومترات
 - 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، فأَي عنصر من أول 55 عنصراً سيتم ترتيبها بشكل مختلف عما هم عليه في الجدول الحالي؟
38. عنصر ثقيل جديد سجّل العلماء مؤخراً عنصراً بعدد بروتونات يبلغ 117. ما مجموعته ودورته؟ هل سيكون فلزاً أم شبه فلز أم لافلز؟
39. تسمية العناصر الجديدة تُسمى العناصر المكتشفة حديثاً التي لم ينته التحقق منها تماماً 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

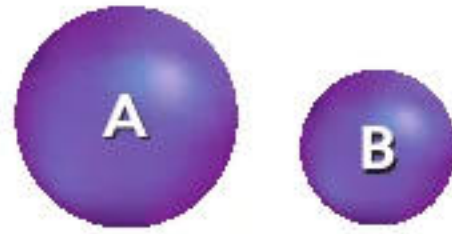
إتقان المفاهيم

41. المنتجات المنزلية لماذا يمتلك عنصراً 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 مجتمعات الجدول الدوري الأربعة؟
45. ما الترتيب الإلكتروني الأكثر استقراراً؟
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 جزءاً من مركبات توجد غالباً في مستحضرات التجميل
 - b. هالوجين في الدورة 3 يُعدّ جزءاً من مركب تبييض يُستخدم في إنتاج الورق
 - c. فلز انتقالي يتحول إلى الحالة السائلة في درجة حرارة الغرفة؛ ويُستخدم في صناعة الثيرمومترات

القسم 3

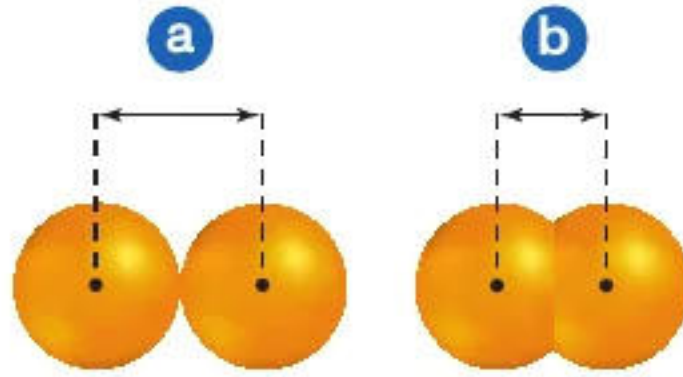
إتقان المفاهيم

58. ما المقصود بطاقة التأين؟
59. يكون 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 يكون أيونًا لديه نصف القطر الأكبر؟ وأيهم يكون 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 للفلز 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. Cs و Li
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 و B يرمز لذرة للعنصر نفسه، فهل يكون الأيون موجبًا أم سالبًا؟
- b. إذا كان الرمزان A و B يمثلان أنصاف الأقطار الذرية لعنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبهما؟
- c. إذا كان الرمزان A و B 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؟ صف كل طريقة. ومتى تُستخدم؟
69. الكلور الترّيب الإلكتروني لذرة الكلور $[\text{Ne}]\text{3s}^2\text{3p}^5$. عندما تكتسب إلكترونًا وتُصبح أيونًا، يتغير ترتيبها الإلكتروني إلى $[\text{Ne}]\text{3s}^2\text{3p}^6$ أو $[\text{Ar}]$ وهو الترّيب الإلكتروني للآرجون. هل تحولت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون؟ فسّر ذلك.

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



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 ولا يزال 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 الرئيسية توجد في أفلاك في مستوى طاقة واحد. بيّن ذلك باستخدام الترتيبات الإلكترونية لعنصر انتقالي وعنصر رئيس كمثلة.

إتقان حل المسائل

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

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

56. علب الصودا للفلز المستخدم في صنع علب الصودا الترّيب الإلكتروني $[\text{Ne}]\text{3s}^2\text{3p}^1$. حدد الفلز واذكر مجموعته ودورته و مجمعه.

57. أكمل الجدول 8.

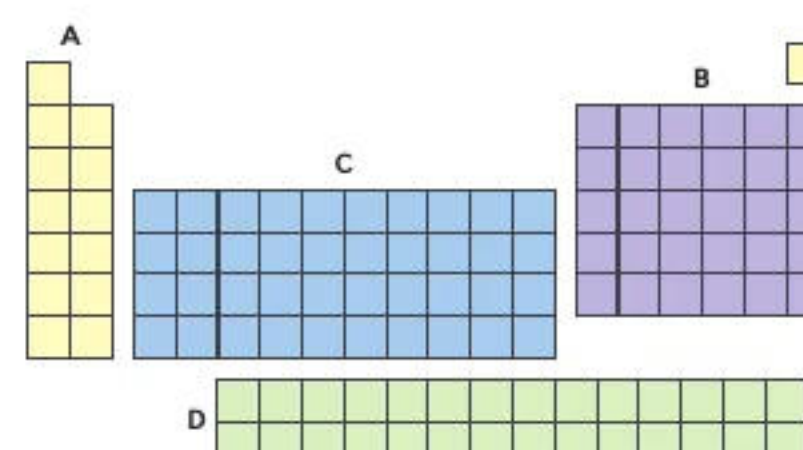
الجدول 8 الترّيب الإلكتروني			
الدورة	المجموعة	العنصر	الترّيب الإلكتروني
3		Mg	$[\text{Ne}]\text{3s}^2$
4	14	Ge	
	12	Cd	$[\text{Kr}]\text{5s}^2\text{4d}^{10}$
2	1		$[\text{He}]\text{2s}^1$

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 والنتروجين والأكسجين وذرات أخرى. أنشئ جدولًا يوضح أنصاف الأقطار الأيونية والذرية للكربون والنتروجين والأكسجين. (مع افتراض أن حالات التأين هي الموضحة في الشكل 14). استخدم الجدول للتنبؤ ما إذا كانت أحجام ذرات الكربون والنتروجين والأكسجين تزيد أم تنقص عندما تكون 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 المركبات المستخدمة كمادة مذيبة لعسر الماء؟
76. هل تتوقع أن يكون للسيزيوم، وهو عنصر ينتمي إلى المجموعة 1 ويستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء أو البروم وهو هالوجين يُستخدم في مركبات مكافحة الحرائق سالبة 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 سالبة كهربائية أكبر؟
a. As و K b. Sb و N c. Be و Sr
79. فسّر لماذا يشمل المجموع s مجموعتين، ويشمل المجموع p ست مجموعات ويشمل المجموع 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 $[\text{Ar}]4s^2$ مادة معدنية مهمة في اللبن. حدد مجموعة العنصر ودورته ومجمعه في الجدول الدوري.
83. لماذا لا توجد عناصر المجموع p في الدورة الأولى؟
84. المجوهرات ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صنع المجوهرات ومن عناصر المجموعة 11 ولهما أقل كتلة ذرية؟
85. ما العنصر الذي 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. طبقّ يكون الصوديوم أيون $1+$ ، بينما يكون الفلور أيون $1-$. اكتب الترتيب الإلكتروني لكل أيون. ولماذا لا يكون هذان العنصران الأيونات $2+$ و $2-$ بالترتيب؟
87. إنشاء التمثيلات البيانية واستخدامها تظهر كثافات عناصر المجموعة 15 في الجدول 9. مثل بيانًا الكثافة مقابل العدد الذري وحدد أي اتجاهات تلاحظها.

الجدول 9 بيانات الكثافة للمجموعة 15

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

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

الكتابة في الكيمياء

96. الثلاثيات في مطلع القرن التاسع عشر، اقترح عالم 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 ووصف اتجاهاته عبر المجموعة والدورة.

أحم أسئلة حول المستند

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

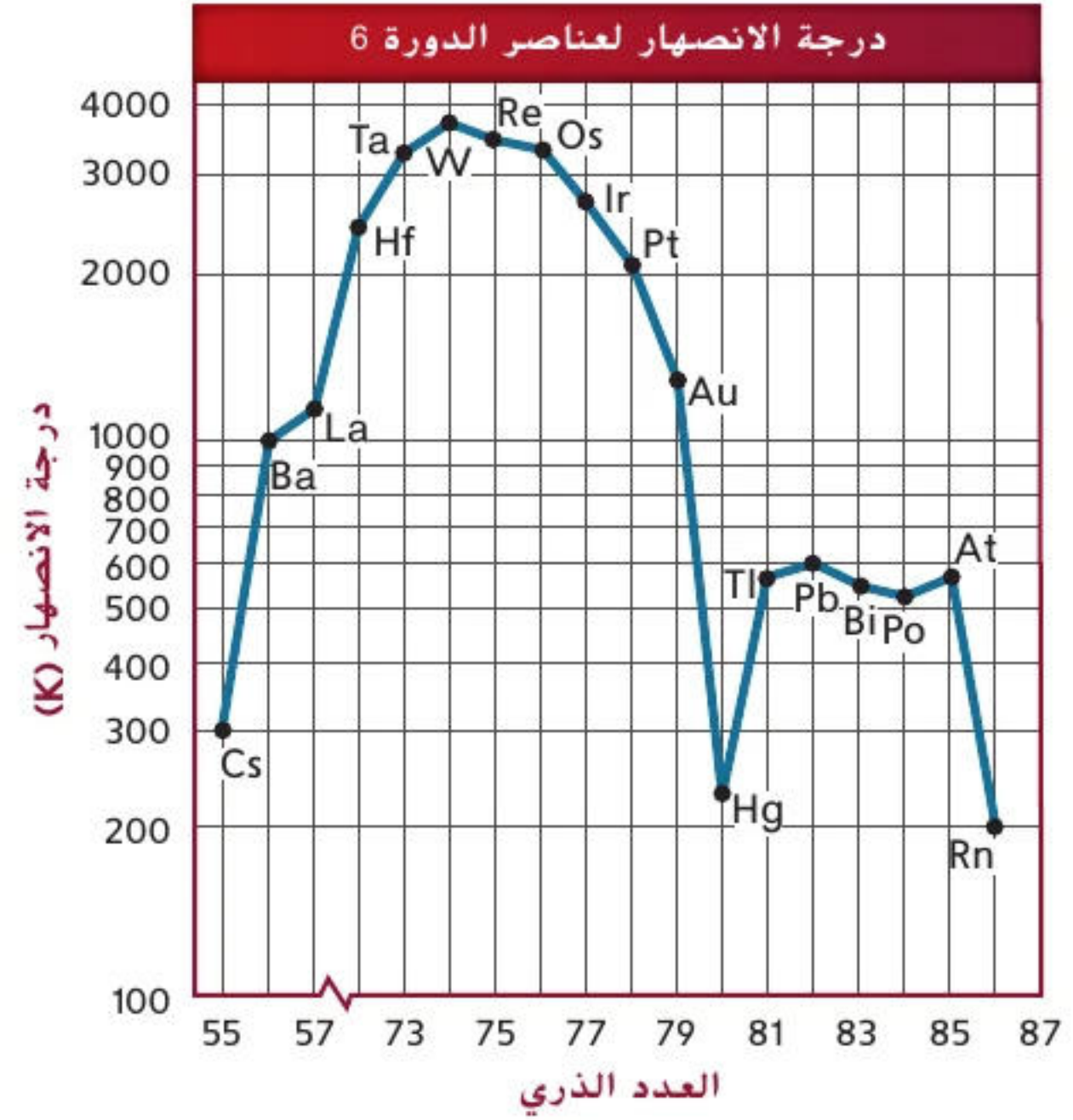
أخذت البيانات من: Dimitri Mendeleev, The Principles of Chemistry, 1891

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

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

99. أي المجموعات في جدول مندليف كانت تشبه كثيرًا موضعها الحالي؟ وأيها لا تشبه موضعها الحالي؟ لماذا؟

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



الشكل 23

90. فسّر البيانات تُمثّل 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 (يحتوي 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 و Be و B و C. ثم استخدم العلاقة $1 \text{ eV} = 1.60 \times 10^{-19} \text{ J}$ 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 موضح.

- 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 $[\text{Ar}]4s^23d^6$ في حالة الاستقرار؟

الاختبار من متعدد

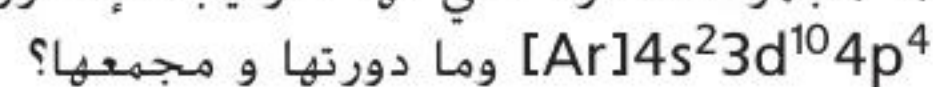
1. للعناصر الموجودة في المجموعة نفسها من الجدول الدوري

- 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



- A. المجموعة 14 والدورة 4 والمجموع d
- B. المجموعة 16 والدورة 3 والمجموع p
- C. المجموعة 14 والدورة 4 والمجموع p
- D. المجموعة 16 والدورة 4 والمجموع p

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 4 و 5.

خصائص العناصر		
العنصر	المجموع	الخاصية
X	s	صلب لين؛ يتفاعل سريعاً مع الأكسجين
Y	p	غازي في درجة حرارة الغرفة؛ يكون أملاًحاً
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 مجموع يحتمل بشكل كبير أن يتواجد العنصر Z؟

- A. المجموع s
- B. المجموع p
- C. المجموع d
- D. المجموع 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. المجموع d.
- B. المجموعات من 13 إلى 17.
- C. المجموع f.
- D. المجموعات 1 و 2.

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.

اختبار الكفاءة الدراسية (SAT) في مادة: الكيمياء

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

العبارة I	العبارة II
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 ${}^4_2\text{He}$ لأن البروتونات والنيوترونات لها الكتلة نفسها تقريباً.

أسئلة ذات إجابات قصيرة

11. اكتب الترتيب الإلكتروني لعنصر الزرنيخ (As).

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

13. يُعرّف طالبان عينة من ماء الصنبور. يقول الطالب A إن مياه الصنبور عبارة عن خليط بينما يقول الطالب B إنه عبارة عن مركب. من 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 تُظهر أكبر زيادة في طاقة التأين بالنسبة إلى المغنسيوم. فسر إجابتك.

المركّبات الأيونية والفلزات

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

الأقسام

- 1 تكوّن الأيون
- 2 الروابط الأيونية والمركّبات الأيونية
- 3 أسماء وصيغ المركّبات الأيونية
- 4 الروابط الفلزية وخصائص الفلزات

التجربة الاستهلاكية

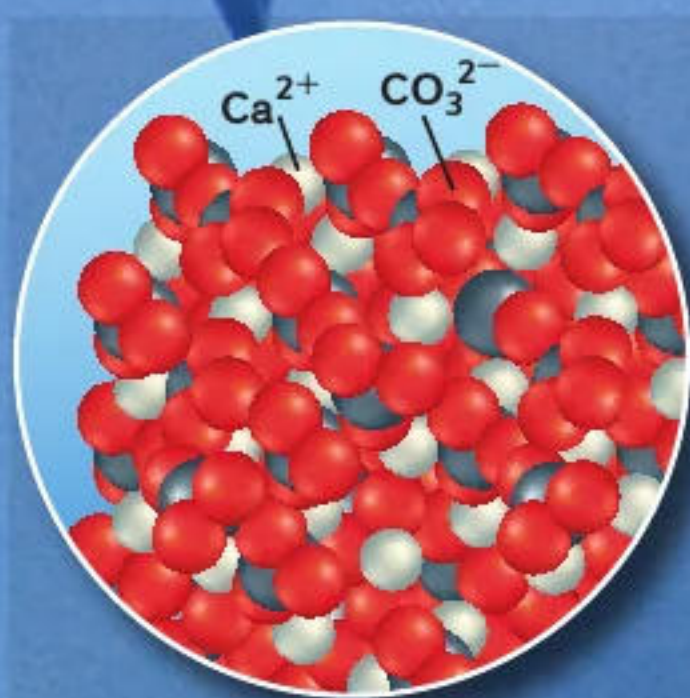
ما المركّبات التي توصل محاليتها التيار الكهربائي؟

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

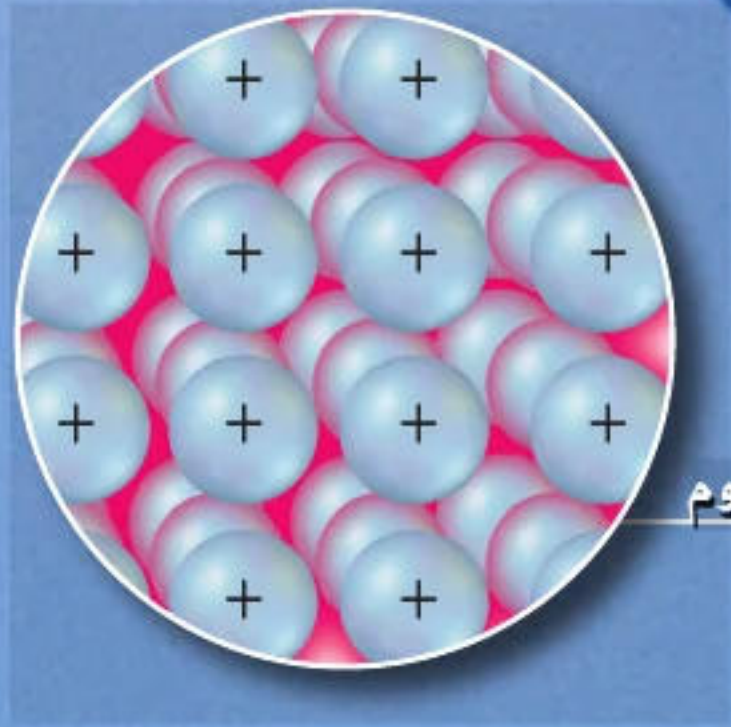
مطويات
منظم الدراسة

المركّبات الأيونية

قم بعمل مطوية من ثلاثة أجزاء، وميّزها بالأسماء على النحو الموضح. استخدمها لمساعدتك في تنظيم المعلومات عن المركّبات الأيونية.



كربونات الكالسيوم (CaCO_3)



فلز الألمنيوم

تحيط المركبات الأيونية والفلزات بهذا الغواص. على سبيل المثال، يحمل الخزان الفلزي غاز الأكسجين الذي يبقى الغواص على قيد الحياة تحت الماء. ويكوّن المركّب 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.

تكوّن الأيون

القسم 1

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

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 أحياناً 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 مرّكب يُطلق عليه كربونات الكالسيوم، وهو مرّكب من آلاف المرّكبات الموجودة على الأرض. كيف يتكون هذا العدد الكبير جداً من المرّكبات من العناصر القليلة نسبياً 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 الكيميائية بين ذرتين. **الرابطة الكيميائية** هي القوة التي تربط ذرتين معاً. 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 لاحقاً على الروابط التي تتكوّن من مشاركة الإلكترونات.

الأسئلة الرئيسة

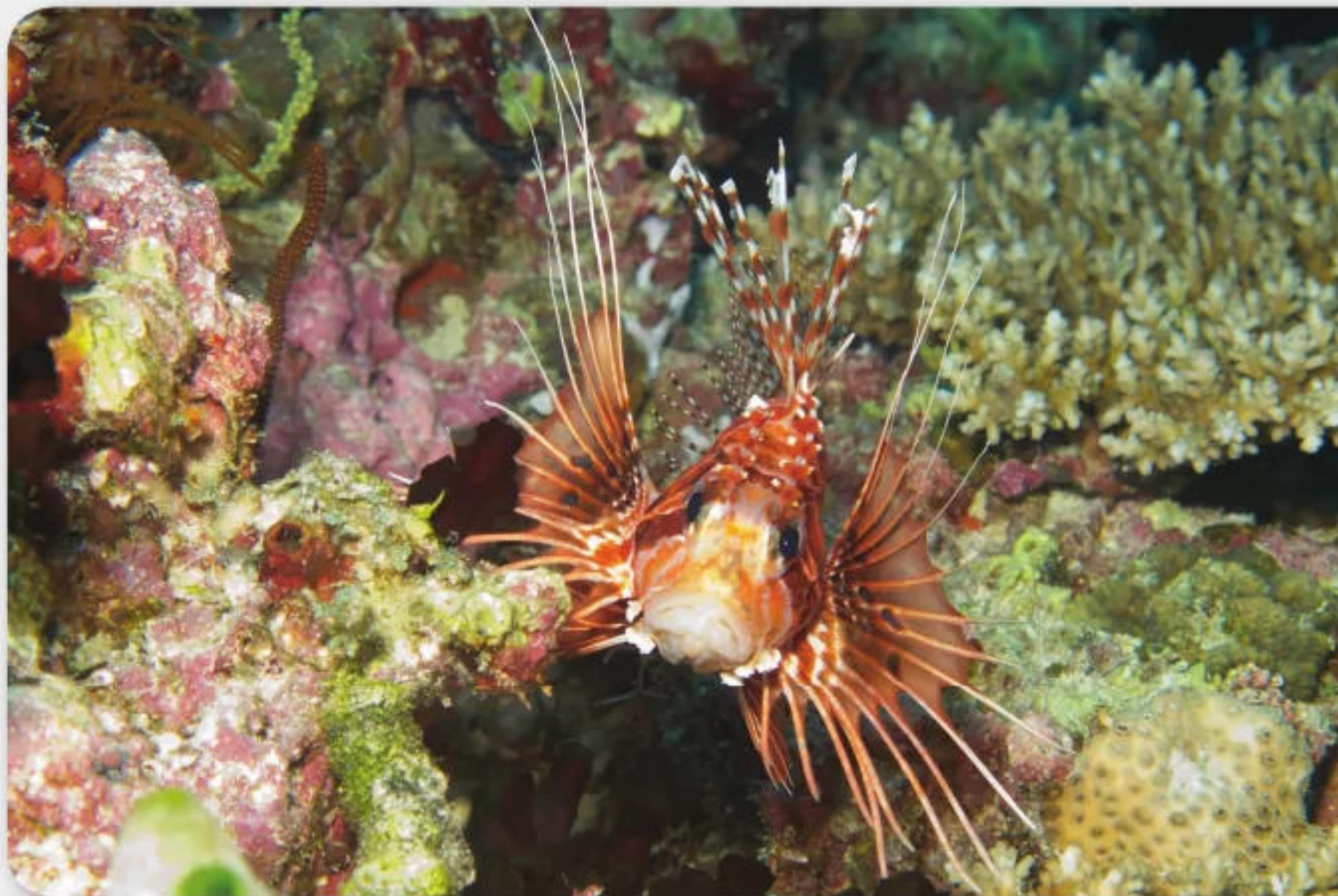
- ما الذي يربط الذرات معاً في الرابطة الكيميائية؟
- كيف تتكوّن الأيونات الموجبة والسالبة؟
- كيف يرتبط تكوّن الأيون بالترتيب الإلكتروني؟

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



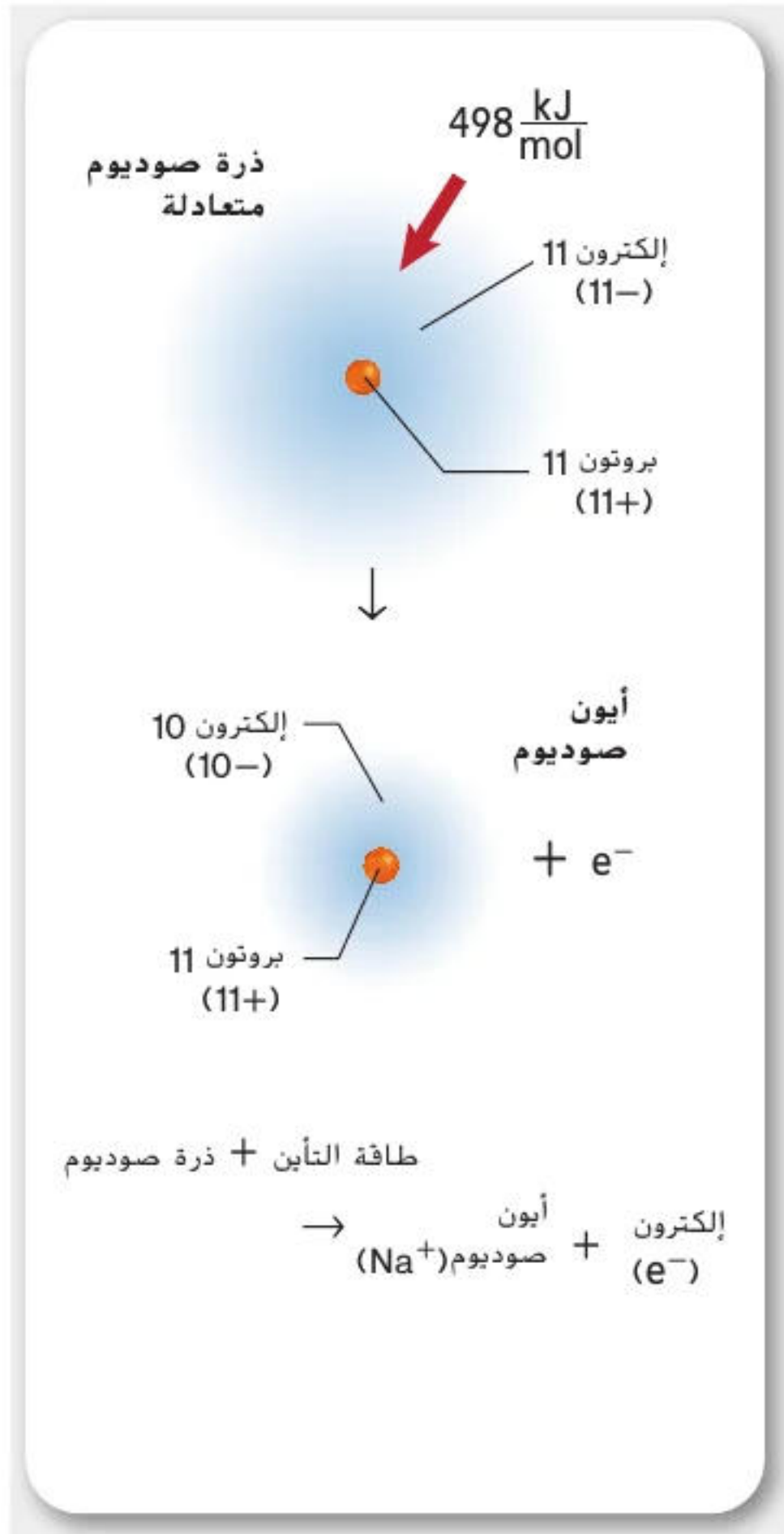
■ الشكل 1 نظراً لأن ثاني أكسيد الكربون يذوب في ماء المحيط، تُنتج أيونات الكربونات. يلتقط المرجان أيونات الكربونات بحيث تنتج بلورات من كربونات الكالسيوم والتي تنفصل بدورها في صورة هيكل خارجي. وعلى مدار الزمن، تتشكل الشعاب المرجانية. تُعدّ الشعاب المرجانية موطناً معقداً للمعيشة يضم الكائنات المرجانية والطحالب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

الجدول 1 الترميز النقطي للإلكترونات							
المجموعة	1	2	13	14	15	16	17
المخطط	Li	Be	B	C	N	O	F
	Ne						

الطوبى
ضمّن مطوبتك معلومات
من هذا القسم.



■ 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. **حلّ هل يتطلب إزالة إلكترون من ذرة متعادلة طاقة أم تنتج طاقة؟**



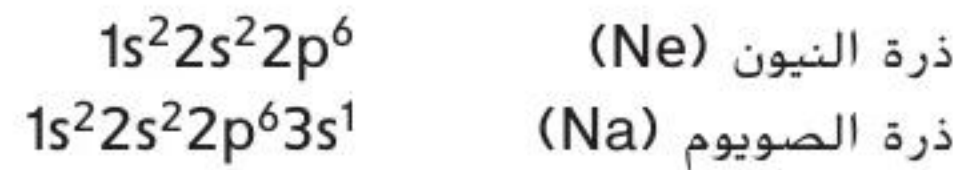
إلكترونات التكافؤ تذكر أنّ الترميز النقطي للإلكترونات هو نوع من أنواع المخططات المستخدمة لتوضيح إلكترونات التكافؤ. يُعدّ الترميز النقطي للإلكترونات مفيدًا للغاية عند استخدامه لتوضيح تكوّن الروابط الكيميائية. يوضح **الجدول 1** العديد من الأمثلة على الترميز النقطي للإلكترونات. على سبيل المثال، الكربون، الذي له الترتيب الإلكتروني 1s²2s²2p²، لديه أربعة إلكترونات تكافؤ في مستوى الطاقة الثاني. تُمثّل إلكترونات التكافؤ بواسطة أربع نقاط حول الرمز C الموجود في الجدول.

تذكر أيضًا أنّ طاقة التأين تُشير إلى مدى سهولة فقدان الذرة للإلكترون وأن الميل الإلكتروني يشير إلى مقدار جذب الذرة للإلكترونات. تُظهر الغازات النبيلة، التي تتميز بطاقات التأين العالية وميل إلكتروني منخفض نسبيًا عامًا في النشاط الكيميائي. تتفاعل العناصر الأخرى في الجدول الدوري مع بعضها بحيث تُشكّل مركّبات متعددة. ويرتبط الاختلاف في النشاط الكيميائي مباشرة بالإلكترونات 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 بالإلكترونين بالنسبة إلى ذرة الهيليوم (1s²) وثمانية إلكترونات بالنسبة إلى الغازات النبيلة الأخرى (ns²np⁶). تميل العناصر إلى التفاعل لاكتساب التركيب الإلكتروني المستقر لأي غاز نبيل.

تكوين الأيون الموجب

يتكوّن 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).



لاحظ أنّ ذرة الصوديوم تحتوي على إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s؛ وهي تختلف عن النيون بالإلكترون 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. يفقد 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.

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 إلكترونين s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	3+ عند فقد إلكترونات s^2p^1

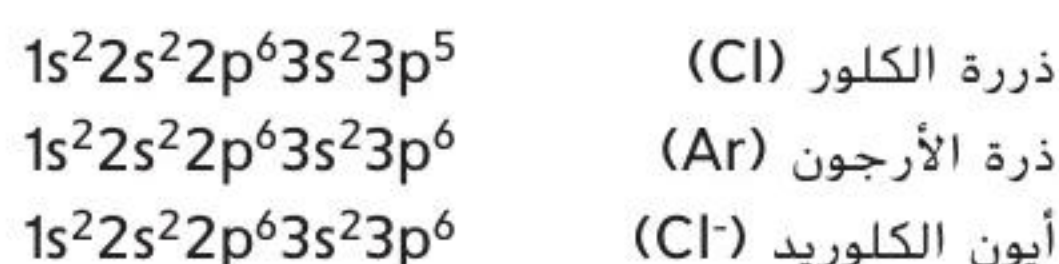
حقوق الطبع والتأليف © محفوظة لصالح مؤسسة McGraw-Hill Education

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 ويكون أيونًا بشحنة -1. بعد اكتساب الإلكترون، يكون لأيون الكلوريد الترتيب الإلكتروني لذرة الأرجون.



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

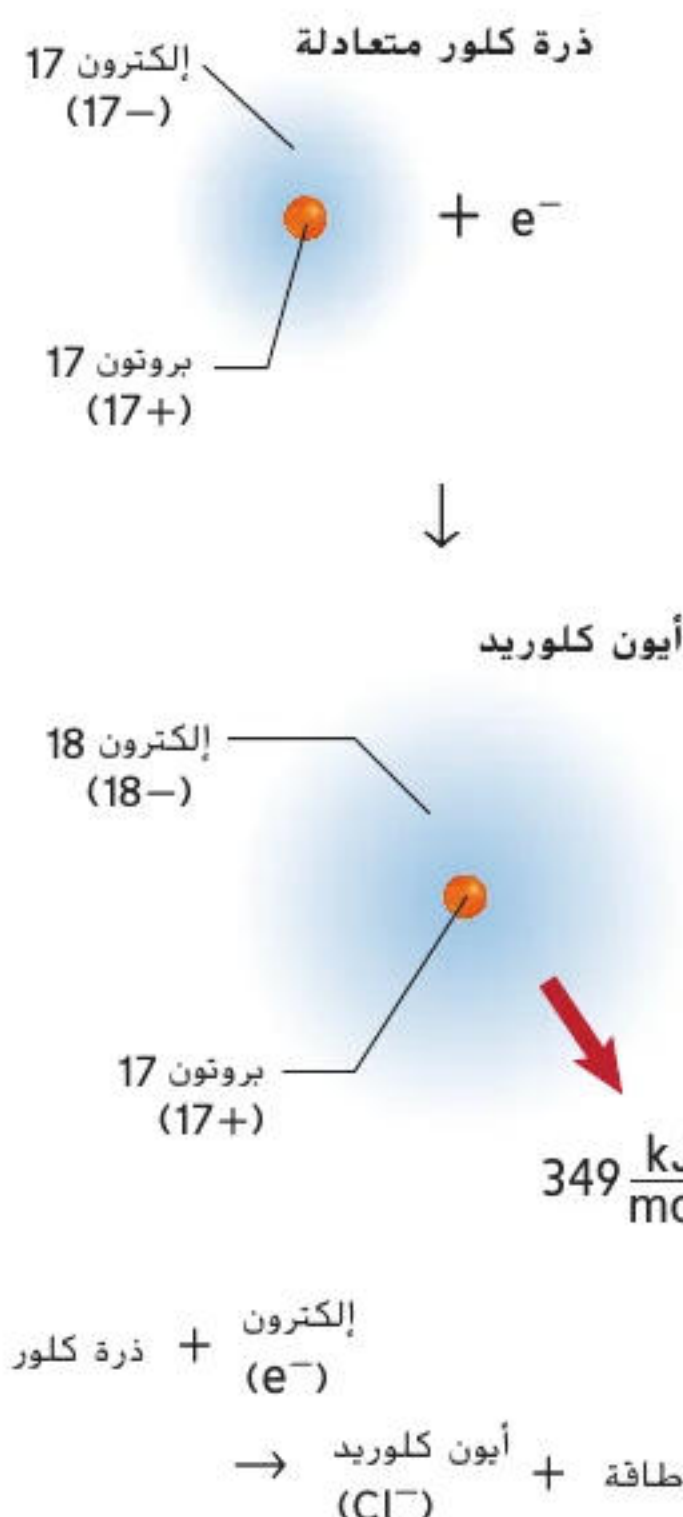
أيونات اللافلزات كما هو موضح في الجدول 3، تكتسب اللافلزات عددًا من الإلكترونات بحيث يصبح عدد إلكترونات تكافؤها 8. على سبيل المثال على أن الفوسفور له خمسة إلكترونات تكافؤ. لتكوين الترتيب الإلكتروني الثماني المستقر، تكتسب الذرة ثلاثة إلكترونات وتكون أيون الفوسفيد بشحنة -3. وبالمثل، تكتسب ذرة الأكسجين،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

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

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 مكتملاً يتألف عادة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات عن طريق فقد أو اكتساب إلكترونات التكافؤ.
- يبقى عدد البروتونات دون تغيير أثناء تكون الأيون.



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

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



1. **الفكرة الرئيسية قارن** بين استقرار ذرة الليثيوم واستقرار أيونها Li^+ .
2. **صف** 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. **لخص** تكوين الرابطة الأيونية عن طريق استخدام 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.
6. **نمذج** ارسم نماذج لتمثيل تكوين أيون الكالسيوم الموجب وأيون البروميد السالب.

a. النيتروجين	b. الكبريت	c. الباريوم	d. الليثيوم
---------------	------------	-------------	-------------

الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

القسم 2

الفكرة الرئيسية تتجاذب الأيونات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض مكونة مركبات أيونية متعادلة كهربائياً.

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 مركباً. يوضح الشكل 5a التفاعل بين ذرات الصوديوم والكلور. خلال هذا التفاعل، تفقد ذرة الصوديوم إلكترون تكافؤها وتُصبح أيوناً موجباً. تقبل ذرة الكلور الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لها وتُصبح أيوناً سالباً. تتجاذب الأيونات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض مكونة المركب كلوريد الصوديوم. يُشار إلى القوة الإلكتروستاتيكية التي تجمع الجسيمات المختلفة الشحنات بعضها مع بعض في مركب أيوني **بالرابطة الأيونية**. والمركبات التي تحتوي على روابط أيونية يُطلق عليها **مركبات أيونية**. إذا تكونت الروابط الأيونية بين فلزات والأكسجين اللافلزي، تتكون الأكسيدات. ويُطلق على أغلب المركبات الأيونية الأخرى أملاح.

المركبات الأيونية الثنائية تحتوي آلاف المركبات على روابط أيونية. تكون الكثير من المركبات الأيونية ثنائية، وهذا يعني أنها تحتوي على عنصرين مختلفين فقط. وتحتوي المركبات الأيونية الثنائية على كاتيون فلزي وأنيون لافلزي. يُعتبر كلوريد الصوديوم (NaCl) مركباً ثنائياً؛ لأنه يحتوي على عنصرين مختلفين، وهما الصوديوم والكلور. كما أنّ أكسيد المغنيسيوم (MgO)، ناتج التفاعل الموضح في الشكل 5b، أيضاً مركب أيوني ثنائي.

الأسئلة الرئيسية

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

مفردات للمراجعة

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

مفردات جديدة

رابطة أيونية	ionic bond
مركب أيوني	ionic compound
شبكة بلورية	crystal lattice
إلكتروليت	electrolyte
طاقة الشبكة	lattice energy



■ الشكل 5 ينتج كل تفاعل من هذه التفاعلات الكيميائية مركباً أيونياً 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 المركب الأيوني أكسيد المغنيسيوم.



الخطوات
ضمن مطويتك معلومات من هذا القسم.



الشحنات وتكوّن المركّبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركّبات 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.

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

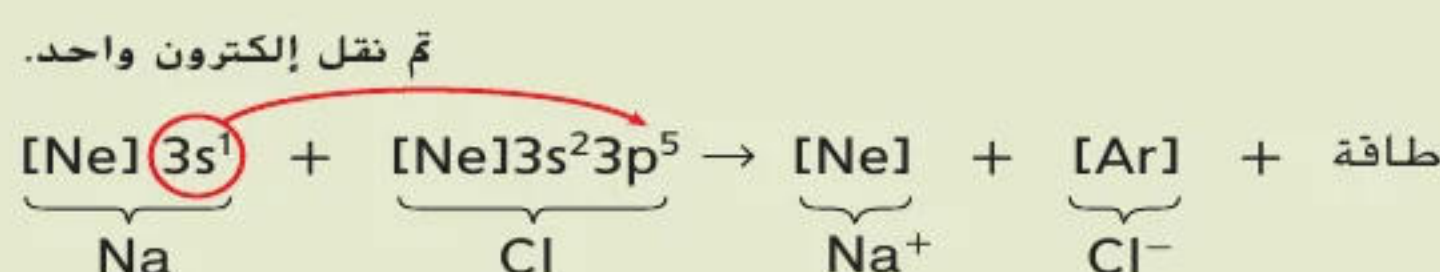
وكما ترى فإن الشحنة الكلية لوحدة واحدة من فلوريد الكالسيوم (CaF_2) تساوي صفر. الجدول 4 يلخص طرائق متعددة يمكن بها تمثيل تكوّن مركّب أيوني، مثل: كلوريد الصوديوم.

الجدول 4 تكوين كلوريد الصوديوم

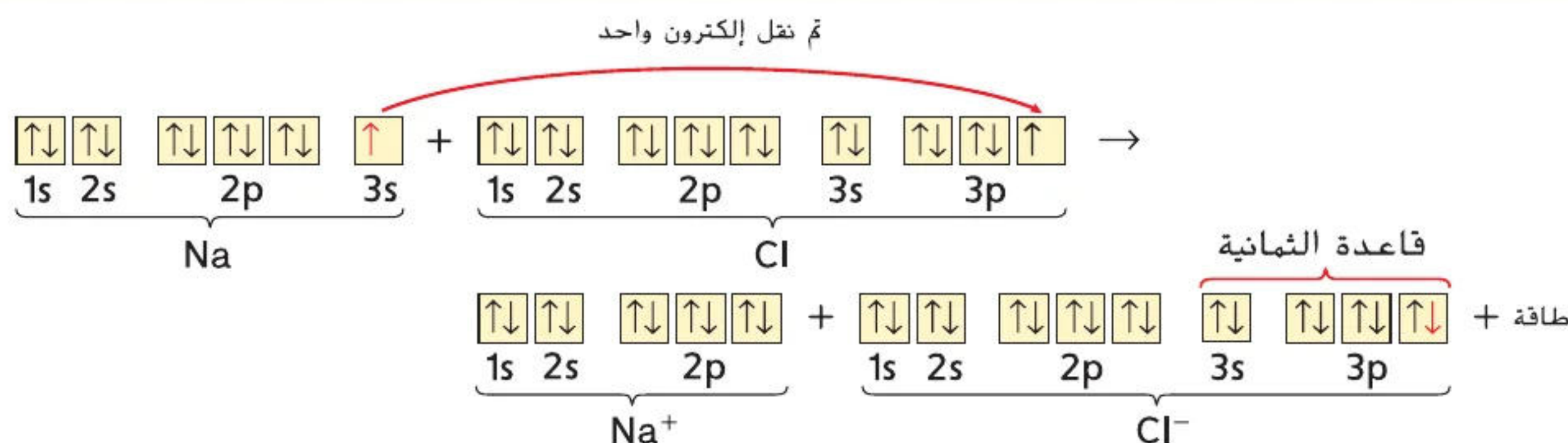
المعادلة الكيميائية



الترتيبات الإلكترونية



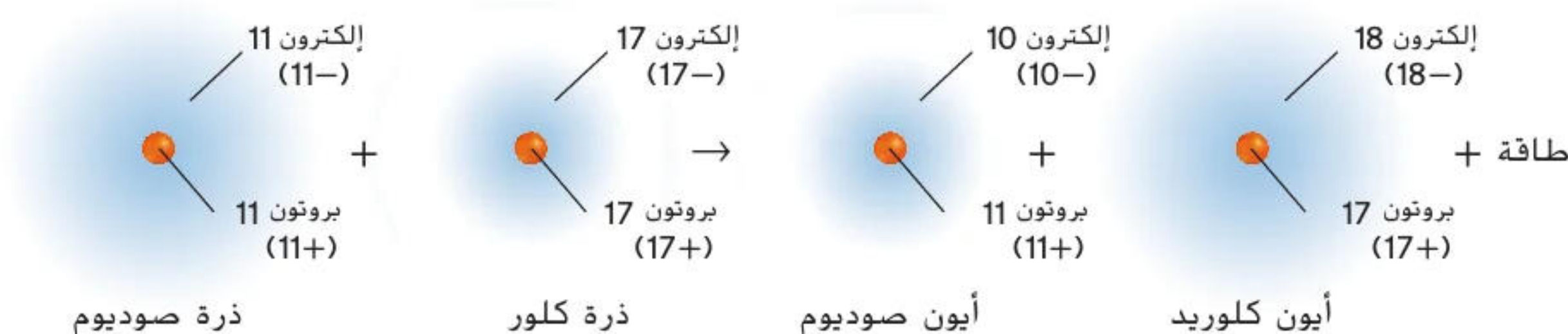
الترميز الفلكي



الترميز النقطي للإلكترونات



النماذج الذرية



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 المركب 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

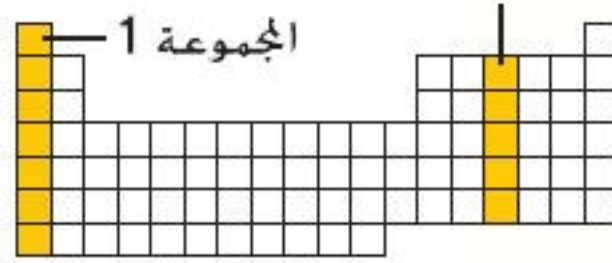
اشرح كيفية تكوين المركب الأيوني من هذه العناصر.

7. الصوديوم والنيتروجين 9. السترونشيوم والفلور

8. الليثيوم والأكسجين 10. الألمنيوم والكبريت

11. تحدي اشرح كيف تتحد العناصر في المجموعتين المجموعة 15

الموضّحتين في الجدول الدوري المبين على اليسار لتكوين مركب أيوني.



خصائص المركّبات الأيونية

تحدّد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. بالنسبة إلى المركّبات الأيونية، تكوّن الروابط الأيونية بنية تركيبية فريدة لا تشبه تلك التي تكونها المركّبات الأخرى. تساهم البنية التركيبية للمركّبات الأيونية في طبيعة خصائصها الفيزيائية. لقد جرى استخدام هذه الخصائص في الكثير من التطبيقات كالتالي بيّنها الشكل 6.

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

الشكل 6

أهم المراحل في الروابط الفلززية والأيونية

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



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

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.

1930

1910

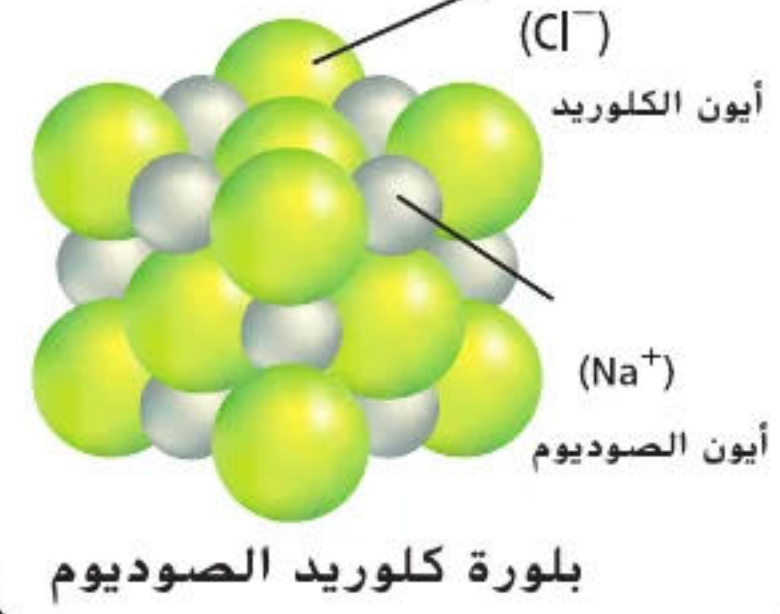
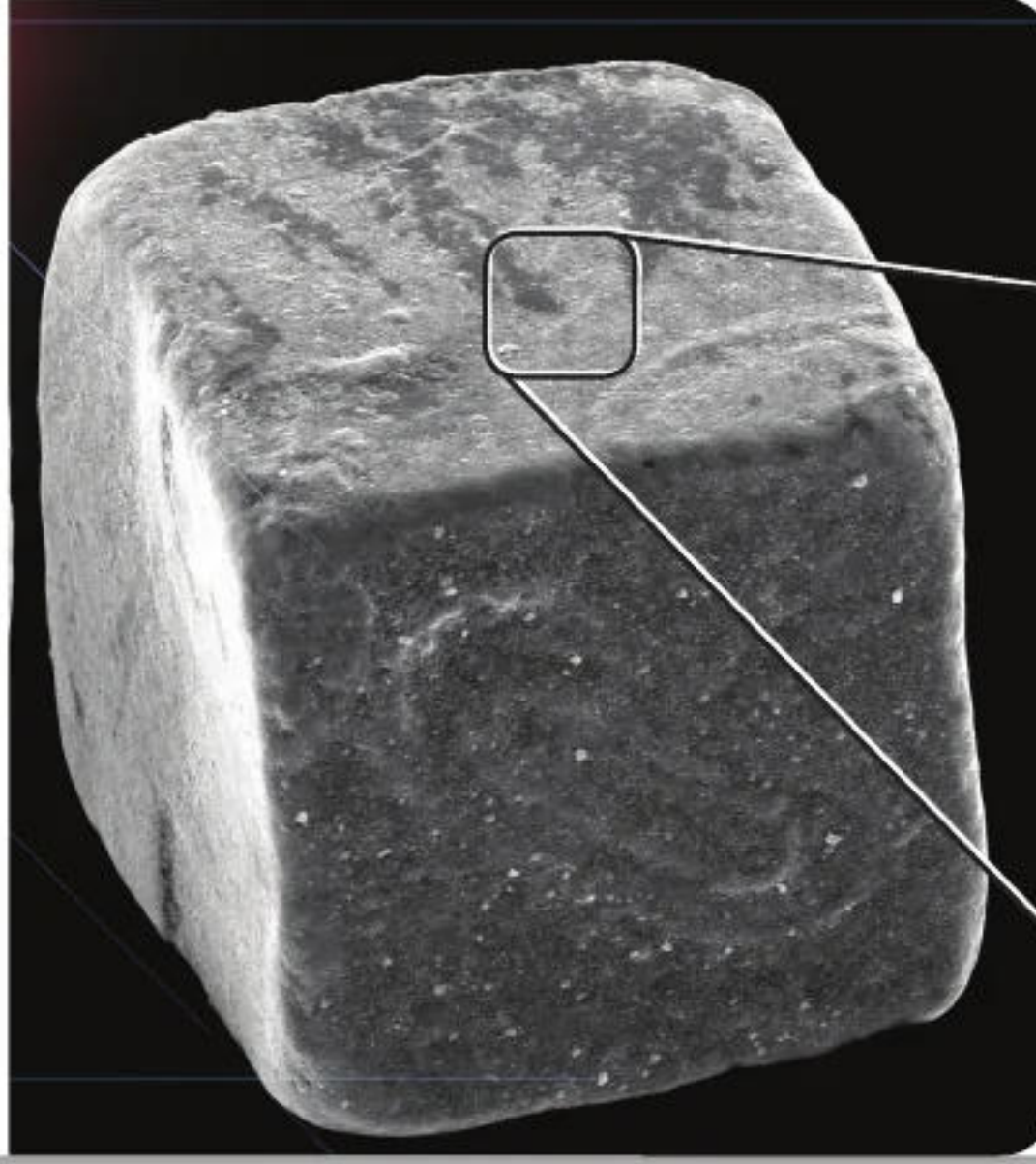
1900

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

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

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

■ الشكل 7 تركيب بلورة كلوريد الصوديوم مرتب ترتيباً عالياً. 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 الموضح في الشكل 7. لاحظ الطبيعة عالية التنظيم للبلورة الأيونية - التباعد المتسق للأيونات والنمط الموحد التي تكونه. على الرغم من أن أحجام الأيونات لا تتشابه، يحاط كل أيون صوديوم في البلورة بستة أيونات كلوريد ويحاط كل أيون كلوريد بستة أيونات صوديوم. ما الشكل الذي تتوقعه لبلورة كبيرة من هذا المركب؟ كما هو موضح في الشكل 7، تُنتج نسبة واحد إلى واحد من أيونات الكلوريد والصوديوم بلورة مكعبة عالية الترتيب. وكما هو الحال في جميع المركبات الأيونية، كما في مركب كلوريد 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 مكبرة واستخدمها لفحص بعض بلورات ملح الطعام (NaCl). ما هو شكل بلورات ملح الطعام الصغيرة؟

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



1962 اكتشاف سبيكة النيكل والتيتانيوم التي لها القدرة على استعادة شكلها بعد تشكيّلها "ذاكرة الشكل"، وتستخدم كثيراً في تقويم الأسنان.

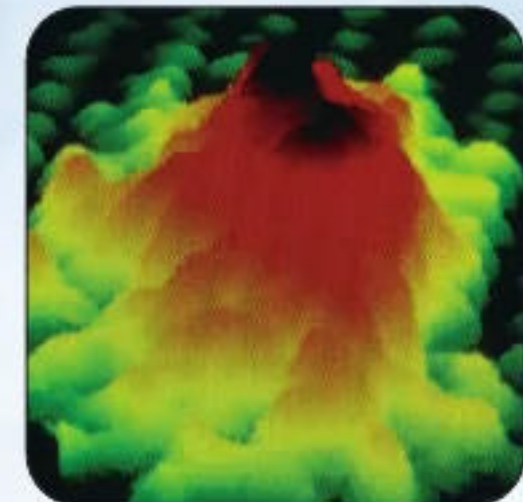
2004 يطوّر العلماء سبيكة الجادولينيوم والنيكل التي تمتص النيوترونات المشعة المنبعثة من النفايات النووية. وتستخدم أيضاً في نقل وتخزين الوقود النووي الشديد الإشعاع.

2010

2000

1990

1970



1981 اختراع المجهر الماسح الأنوبي 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 بدلاً 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.



البريل ($\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$)



الباريت (BaSO_4)



الأرجونيت (CaCO_3)

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

■ الشكل 8 الأرجونيت (CaCO_3) والباريت (BaSO_4) والبريل ($\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$) هي أمثلة على المعادن التي تمثل المركبات الأيونية. تترايط الأيونات التي تكوّن تلك المعادن بعضها مع بعض في شبكة بلورية. ينتج عن الاختلافات في شحنة وحجم الأيون أشكال بلورية أيونية.

الربط **بـعلم الأرض** المعادن الموضحة 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. وتصنّف 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 التعرف 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** حدّد 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 ثمّ فإن قدرتها على الحركة بحرية من عدمها يحدد إذا ما كان المركب الأيوني يوصل الكهرباء أم لا. في الحالة الصلبة، تكون الأيونات الموجودة في المركب الأيوني مقيدة في أماكنها بفعل قوى التجاذب الكبيرة. ونتيجة لذلك لا توصل المواد الصلبة الأيونية الكهرباء.

الجدول 5 درجات انصهار وغليان بعض المركبات الأيونية

المركب	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



المفردات الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام العام

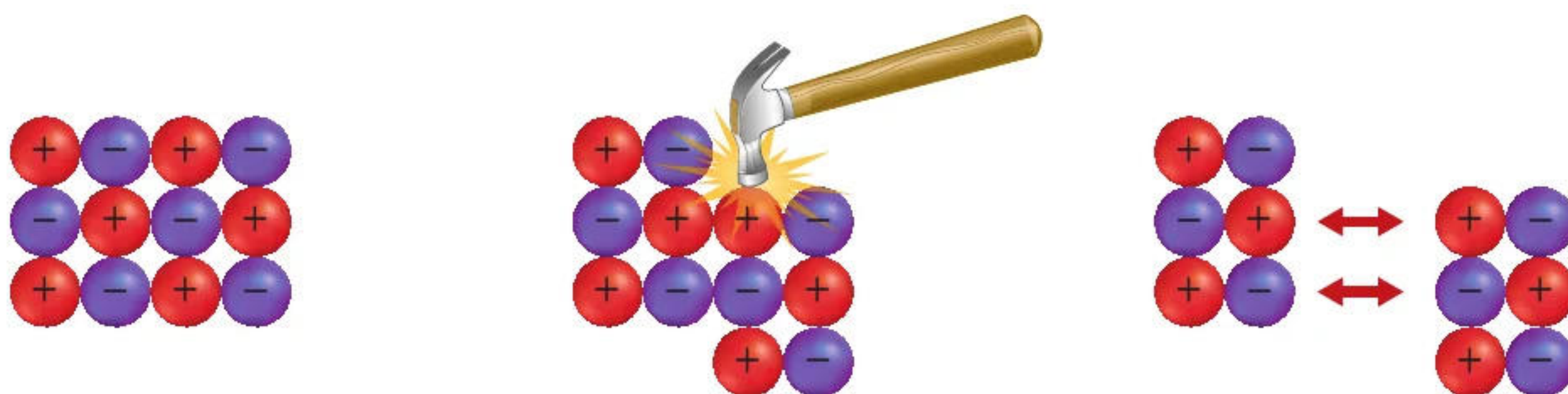
توصيل -
الاستخدام العلمي: القدرة
على نقل الضوء أو الحرارة أو
الصوت أو الكهرباء.
المادة لم توصل الكهرباء جيدًا.
الاستخدام العام: توصيل
الأمانة إلى أهلها أي إبلاغهم
إياها.

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 المركبات الأيونية في المحلول وفي الحالة السائلة موصلات ممتازة للكهرباء. ويُطلق على المركب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي اسم "الإلكتروليت".

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

وتكون أيضًا البلورات أجسامًا هشة وقوية 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 - تنهشم 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.

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



بلورة أيونية

قبل تطبيق القوة، يكون للبلورة
نمط موحد من الأيونات.

القوة المُطبقة تعيد تنظيم الجسيمات

إذا كانت القوة المُطبقة كبيرة بشكل
كافٍ، فإنها تحرك الأيونات من أماكنها.

قوى التنافر تصدع وتكسر البلورة

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

الطاقة والرابطة الأيونية

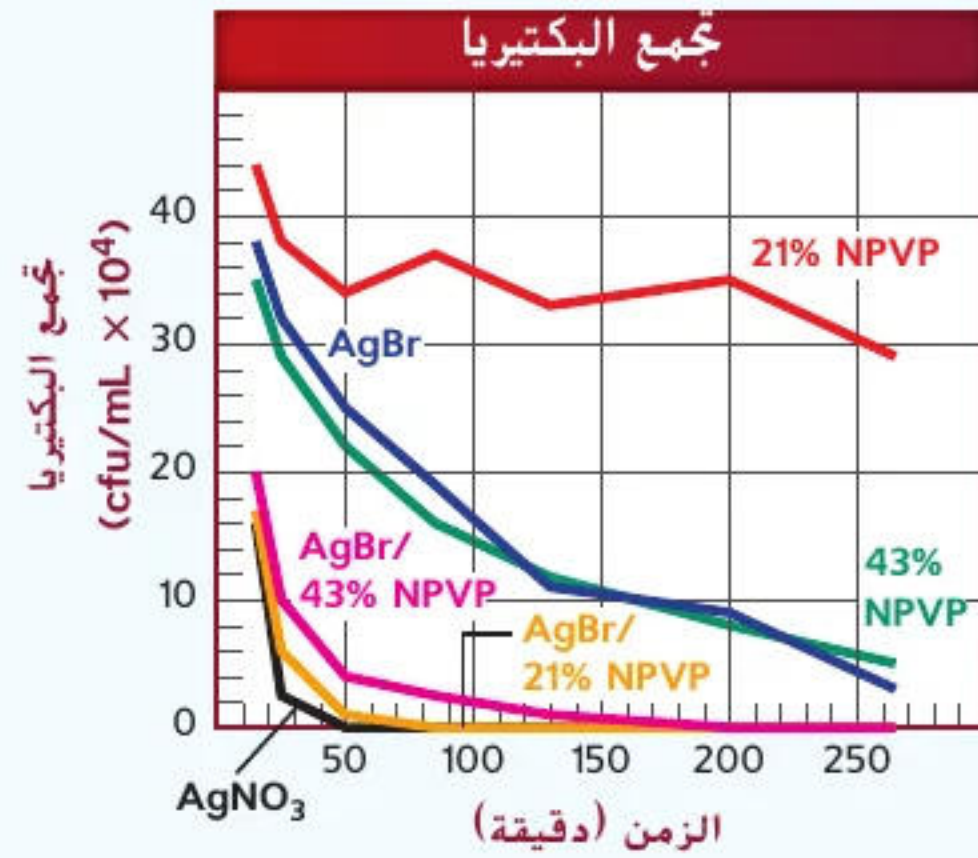
تُمتص الطاقة أو تُطلق أثناء التفاعل الكيميائي. في حالة امتصاص الطاقة أثناء التفاعل الكيميائي، يكون التفاعل ماصًا للحرارة. وفي حالة إطلاق الطاقة، يكون التفاعل طاردًا للحرارة. وتكون دائمًا عملية تكون المركبات الأيونية من أيونات موجبة وأيونات سالبة عملية طاردة للحرارة. تكون قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة نظامًا أكثر استقرارًا حيث تكون طاقته أقل من طاقة الأيونات المفردة. وفي حالة امتصاص كمية الطاقة المطلقة خلال تكون الرابطة، تنكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والأيونات السالبة بعضها مع بعض.

طاقة الشبكة نظرًا لأن الأيونات في المركبات الأيونية تترتب في شبكة بلورية، فإن الطاقة المطلوبة لفصل مول واحد من الأيونات وأي مركب 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. وتكون الأيونات الأصغر مركبات 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 لمركب كلوريد الليثيوم أكبر من تلك الموجودة في مركب كلوريد البوتاسيوم؛ نظرًا لأن أيون الليثيوم أصغر من أيون البوتاسيوم.

مختبر تحليل البيانات

البيانات والملاحظات



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

استنادًا إلى بيانات حقيقة تفسير البيانات

هل دمج جزيئات صغيرة من الفضة في بوليمر يكسبه خصائص مضادة للميكروبات؟ أختبر الباحثون الخصائص المضادة للميكروبات لمادة مركبة 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 المركبة. أظهرت نتائجهم الموضحة 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

- فسّر هل حسنت إضافة بروميد الفضة (AgBr) إلى NPVP من خصائص المركب المضادة للميكروبات؟

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

الجدول 6 طاقات الشبكة البلورية لبعض المركبات الأيونية

المركب	طاقة الشبكة البلورية (kJ/mol)	المركب	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 SrCl₂ قيمة متوسطة بين MgO و NaF؛ نظرًا لأن SrCl₂ يتكون من أيونات بشحنات عالية و منخفضة.

التأكد من فهم النص لخص الشحنات الموجودة على كل أيون في المركبات الأيونية التالية : MgO, NaF, SrCl₂

الجدول 6 يعرض طاقات الشبكة البلورية لبعض المركبات الأيونية. افحص طاقات الشبكة البلورية لـ RbF و KF. نظرًا لأن K⁺ له قطر أيوني أقل من Rb⁺، يكون لـ KF طاقة شبكة بلورية أكبر من RbF. وهذا يؤكد على أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة بحجم الأيون. الآن تفحص في طاقات الشبكة البلورية لـ SrCl₂ و AgCl. كيف توضح العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية وشحنة الأيونات الداخلة في العملية؟

القسم 2 مراجعة

ملخص القسم

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

- الفكرة الرئيسية اشرح كيف يمكن لمركب أيوني مكون من جسيمات مشحونة أن يكون متعادلًا كهربائيًا..
- صف التغير في الطاقة المرتبط بتكوين الرابطة الأيونية واربطة بحالة الاستقرار.
- حدّد ثلاثة خصائص فيزيائية للمركبات الأيونية المرتبطة بالروابط الأيونية واربطة بقوة الرابطة.
- اشرح كيف تكوّن الأيونات الروابط ووصف تركيب المركب الناتج.
- اربط بين طاقة الشبكة البلورية وقوة الرابطة الأيونية.
- طبّق استخدم الترتيبات الإلكترونية والرميز الفلكي والرميز النقطي للإلكترونات لتمثيل تكوين مركب أيوني مكون من فلز السترونشيوم والكلور..
- صمّم خريطة مفاهيم لتوضح العلاقات بين قوة الرابطة الأيونية والخصائص الفيزيائية وطاقة الشبكة البلورية وحالة الاستقرار.

صيغ المركبات الأيونية وأسمائها

القسم 3

الفكرة الرئيسية عند كتابة صيغ المركبات الأيونية، يظهر الكاتيون أولاً متبوعاً بالأنيون.

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

الكيمياء في حياتك

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 كيميائية مكوّنة من اسم المركب وكذلك تسمية المركب 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 بأكملها والتي تكون متعادلة كهربائياً. وتحتوي وحدة الصيغة لـ $MgCl_2$ على أيون Mg^{2+} واحد وأيوني Cl^- للحصول على شحنة كلية تساوي صفراً.

الأيونات أحادية الذرة تتألف المركبات الأيونية الثنائية من أيونات موجبة أحادية الذرة من اللافلز وأيونات سالبة أحادية الذرة من اللافلز. ويتكوّن **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 و فلزات المجموعتين 13 و 14، بسبب تعدد الشحنات الأيونية لذرات هذه المجموعات. ويمكن لمعظم الفلزات الانتقالية و فلزات المجموعتين 13 و 14 تكوين العديد من الأيونات الموجبة المختلفة.

الأسئلة الرئيسية

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

مفردات للمراجعة

اللافلز: عنصر عادةً ما يكون غازاً أو صلباً هشاً، ورديء التوصيل للكهرباء والحرارة.

مفردات جديدة

وحدة الصيغة formula unit
أيون أحادي الذرة monatomic ion
أيون متعدد الذرات polyatomic ion
أيون أكسجيني oxyanion

الجدول 7 أيونات أحادية الذرة

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

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 وتحسينها. ويهتم علماء التغذية أيضًا بدراسة خصائص النكهات الفردية والمخلوطة.



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 يوضح 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^{+} و Cl^{-} . 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 يصبح -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^{+} و F^{-} . على أن تبين 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.

المفردات المفردات الأكاديمية الانتقال

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

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 أولاً بكتابة رمز كل أيون في المركب وعدد تأكسده. يوجد البوتاسيوم من المجموعة 1 لذا يكون أيوناً شحنته $1+$. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16 لذا يكون أيوناً شحنته $2-$.



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 صفراً.

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

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 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 ويكون أيوناً موجباً ثلاثي الشحنة $3+$ والكبريتيد من المجموعة 16 ويكون أيوناً سالباً ثنائي الشحنة $2-$.



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

2 إيجاد القيمة المجهولة

أصغر عدد يمكن قسمته على 2 و 3 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 الألمنيوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية لوحدة صيغة واحدة لهذا المركب تساوي صفراً.

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

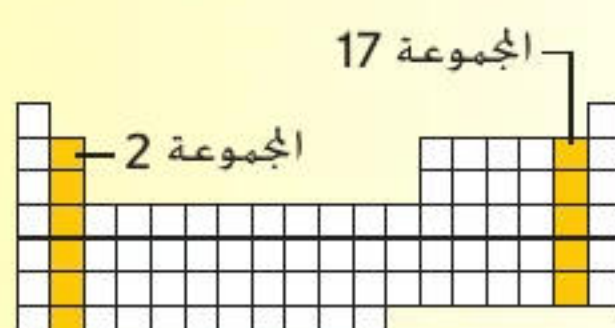
اكتب الصيغ للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات التالية:

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 مكونة من أكثر من ذرة. يوضح الجدول 9 والشكل 10 قائمة ببعض الأيونات متعددة الذرات. ويعمل الأيون متعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة في المركب وتنطبق شحنته على مجموعة الذرات بأكملها. 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. إذا الصيغة الصحيحة هي $(\text{NH}_4)_2\text{O}$.

الجدول 9 الأيونات متعددة الذرات الشائعة

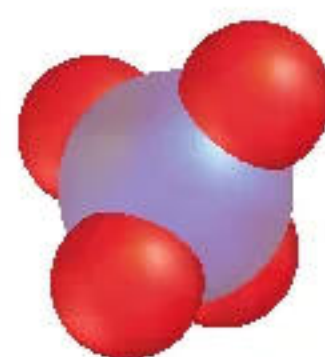
الأيون	الاسم	الأيون	الاسم
NH_4^+	الأمونيوم	IO_4^-	البيريودات
NO_2^-	النيتريت	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	الأسيتات
NO_3^-	النترات	H_2PO_4^-	فوسفات ثنائي الهيدروجين
OH^-	الهيدروكسيد	CO_3^{2-}	الكربونات
CN^-	السيانيد	SO_3^{2-}	الكبريتيت
MnO_4^-	البيرمنجنات	SO_4^{2-}	الكبريتات
HCO_3^-	كربونات هيدروجينية	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	الثيوكبريتات
ClO^-	الهيبيوكلوريت	O_2^{2-}	البيروكسيد
ClO_2^-	الكلوريت	CrO_4^{2-}	الكرومات
ClO_3^-	الكلورات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	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-})

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 أولاً بكتابة رمز كل أيون مع شحنته. الكالسيوم من المجموعة 2، لذا يكون أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة $2+$ ، في حين أن أيون الفوسفات متعدد الذرات فيتفاعل كوحدة واحدة وشحنته $3-$.



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. إذا الصيغة الصحيحة للمركب هي $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

3 تقييم الإجابة

الشحنة الكلية لوحدة الصيغة لفوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

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

تطبيقات

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكوّنة من الأيونات التالية:

24. الصوديوم والنترات

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 كلا 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^-	NO_2^-	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}
نترات	نيتريت	كبريتات	كبريتيت



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.

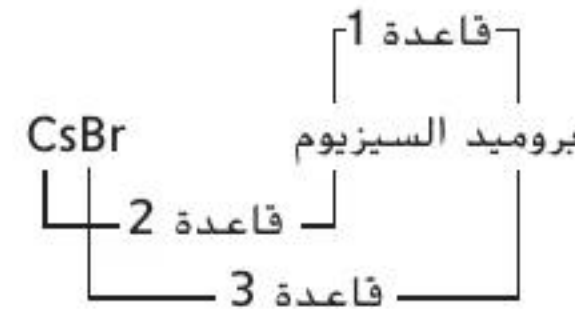
• يشتق اسم الأنيون الأكسجيني الذي يحتوي على عدد ذرات أكسجين أقل بثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.

ClO_3^-	ClO_4^-
كلورات	بيركلورات
ClO^-	ClO_2^-
هيبوكلوريت	الكلوريت

يوضح الجدول 11 أن الكلور يكون أربعة أنيونات أكسجينية تُسمى وفقاً لعدد ذرات الأكسجين في كل منها. وتتبع أسماء الأنيونات المشابهة المُكوّنة من الهالوجينات الأخرى القواعد المستخدمة مع الكلور. على سبيل المثال، يكون البروم أيون البرومات BrO_3^- ويكون 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 أولاً متبوعاً بالكاتيون. تذكر أن الأنيون يُكتب دائماً أولاً 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 واحداً.
أمثلة:

- يكون أيون Fe^{2+} وأيون O^{2-} المركب FeO ، ومعروف باسم أكسيد الحديد II.
يكون 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 بدلاً من الأنيون أو الكاتيون.
أمثلة:

تسمية NaOH هيدروكسيد الصوديوم
تسمية $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ كبريتيد الأمونيوم

تطبيقات

سم المركبات الآتية:

28. NaBr

29. CaCl_2

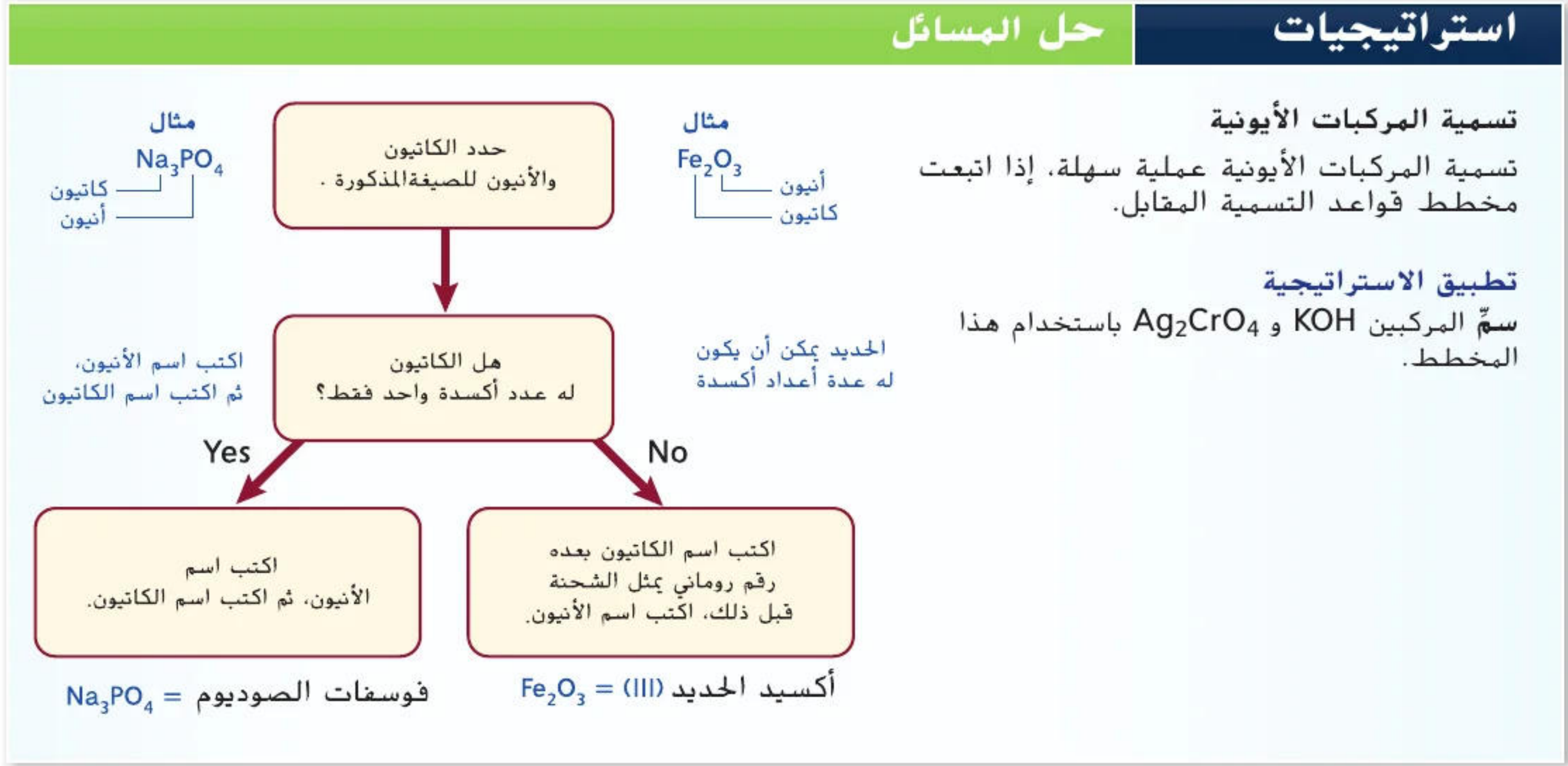
30. KOH

31. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

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. سم هذا المركب.





توضّح استراتيجية 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. وتُعبّر شحنته عن عدد تأكسده.
- تُعبّر 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. صف الفرق بين الأيون الأحادي الذرة والأيون متعدد الذرات وأعط مثالاً على كل منهما.
36. طبّق شحنة الأيون X هي $2+$ وشحنة الأيون Y هي $1-$. اكتب وحدة صيغة المركب المكوّن 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

الروابط الفلزية وخواص الفلزات

القسم 4

الفكرة الرئيسية تكوّن الفلزات شبكات بلورية ويمكن نمذجتها في صورة كاتيونات محاطة "بحر" من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

تخيل عوامة 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 نوعاً ما.

الكيمياء
في حياتك

الروابط الفلزية

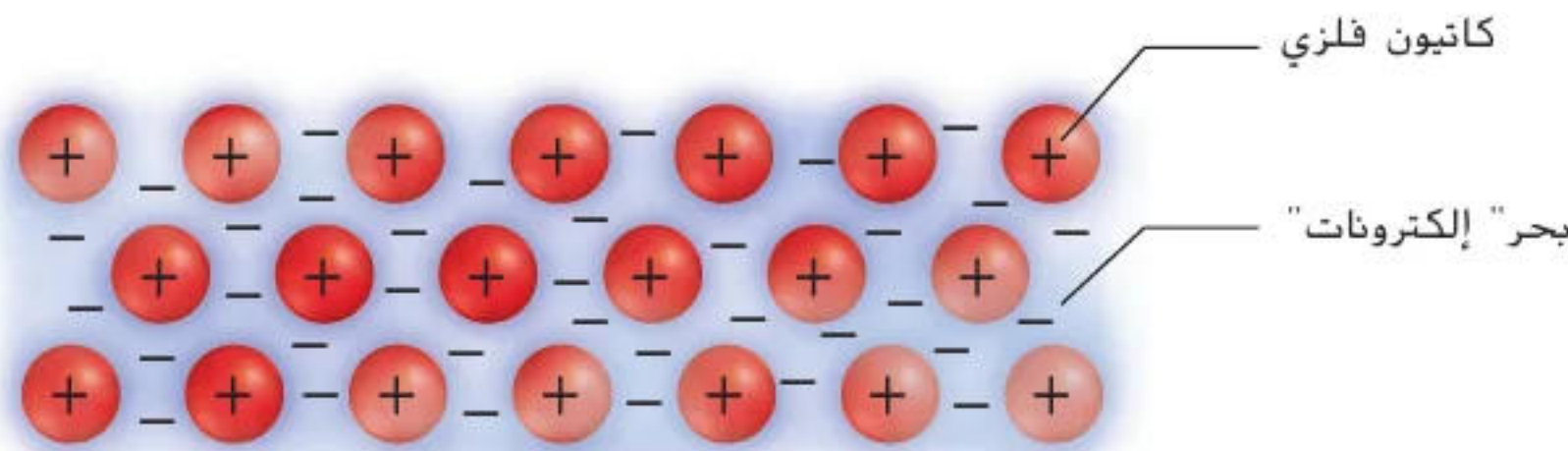
على الرغم من أن الفلزات ليست أيونية، إلا أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص. ويعتمد الترابط في الفلزات والمركبات الأيونية على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي الغالب تكوّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة، تتشابه مع الشبكات البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. في هذه الشبكة البلورية، 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. وبدلاً 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. ونظراً لإمكانية تحركها بحرية، يُشار إليها غالباً 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 يوضح الشكل 11. **والرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الكاتيون الفلزي والإلكترونات الحرة.

■ **الشكل 11** تتوزع 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؟



الأسئلة الرئيسية

- 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

metallic bond

رابطة فلزية

alloy

سبيكة



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 سائلاً عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله مفيداً في الأدوات العلمية، مثل الثيرمومترات والبارومترات. وفي المقابل، تبلغ درجة انصهار التنجستين 3422°C . ولذلك يُصنع منه فتيل (سلك) المصابيح، وكذلك بعض أجزاء المركبات الفضائية.

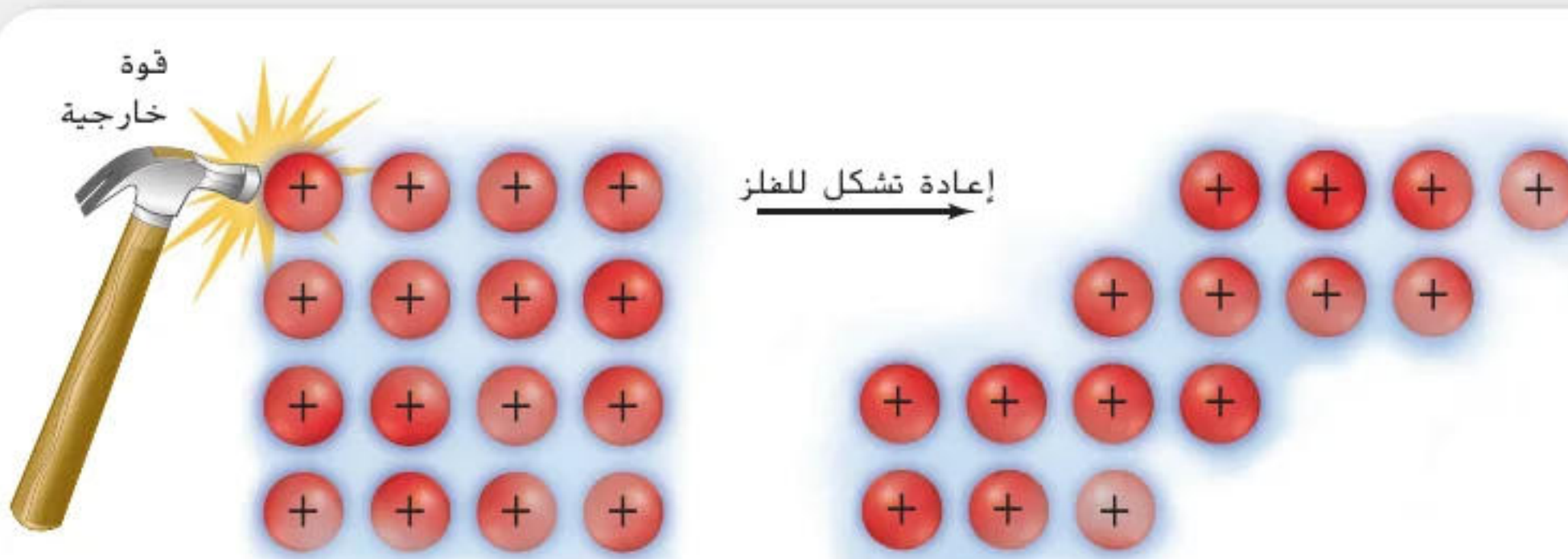
وبوجه عام، تكون درجات انصهار وغليان الفلزات عالية كما يوضح **الجدول 12**. إلا أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جداً كدرجات الغليان؛ لأن الكاتيونات والإلكترونات تتحرك بحرية في الفلز ومن ثم لا تحتاج إلى طاقة كبيرة جداً لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض، لكن أثناء الغليان، يلزم فصل الذرات عن مجموعة الكاتيونات والإلكترونات مما يتطلب طاقة كبيرة جداً.

قابلية الطرق والسحب والمطانة 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 بالمطانة. 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 أيضاً 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 إلكترونات واحدة حرة الحركة في المستوى ns^1 .

✓ **التأكد من فهم النص** قابل بين ما يحدث عند طرق الفلزات والمركبات الأيونية بطريقة.



■ الشكل 12 تؤدي القوة المؤثرة

إلى تحرك أيونات الفلزات عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلزات قابلة للطرق والسحب.

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 وتتحوّل 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 مباشرة 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. حلّل النتائج التي حصلت عليها وحدد نوعي الفولاذ اللذين تظهر خواصهما مجتمعة في الفولاذ المقسّى.
2. صّع 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. طبّق ما العيوب الرئيسة للفولاذ المقسّى؟ هل تعتقد أن الفولاذ المقسّى سيكون مقاومًا للتآكل ويحتفظ بحافة حادة؟ فسر استنتاجك.

الجدول 13 السبائك التجارية		
الاسم الشائع	التركيب	الاستخدامات
النيكو	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، الحلّي



■ الشكل 13 تُصنع أجزاء الدراجات أحياناً من سبائك التيتانيوم، وتحتوي سبيكة التيتانيوم على 3% من الألمنيوم و 2.5% من الفناديوم..

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 مثالاً 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 الطّرق نسبياً. إن إضافة الكربون إلى الجسم الصلب تكسبه مزيداً 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 الحرة.
- 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.

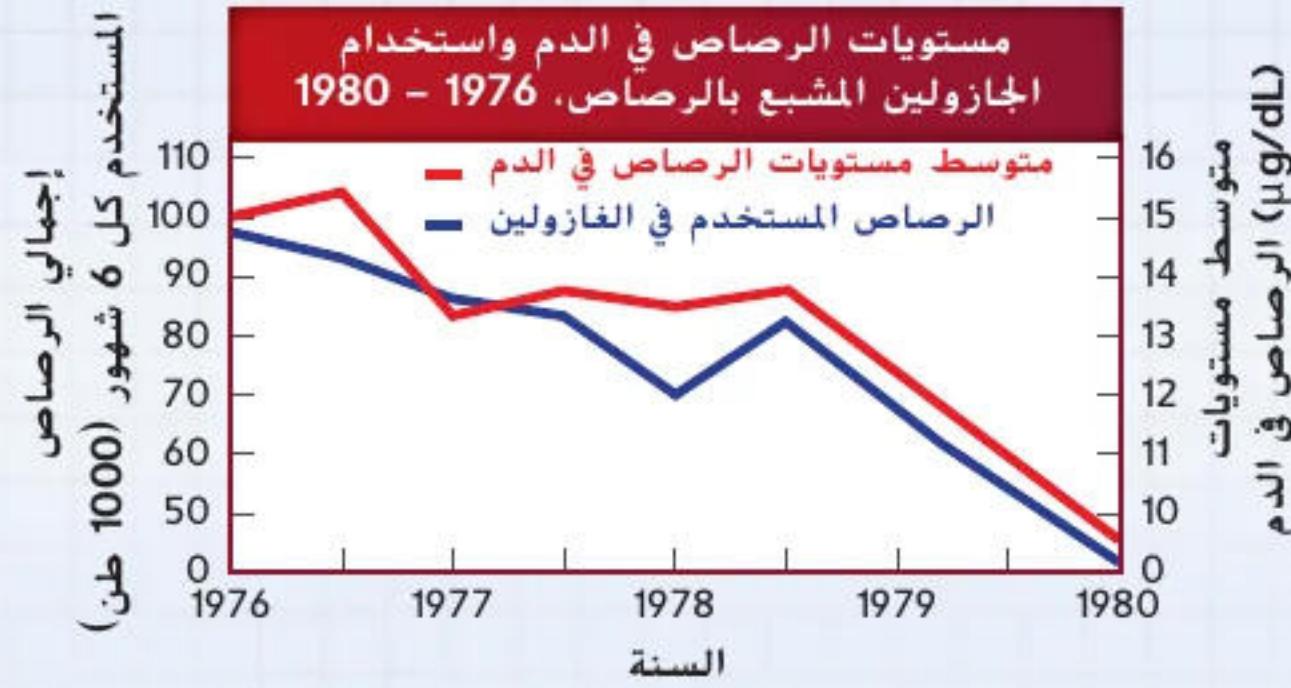
42. قابل بين أسباب قوة التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية.

43. لخص 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 نموذجاً ارسماً نموذجاً يوضح قابلية الفلزات للطرق أو السحب إلى أسلاك، مستعيناً بنموذج بحر الإلكترونات كما في الشكل الشكل 11.

الكيمياء في الحياة اليومية



الشكل 2 انخفاض مستويات الرصاص في الدم بسبب التخلص من الجازولين الذي يحتوي على الرصاص.

السّم المفيد قبل أن يُعرف الرصاص بالسمية العالية، كان له عدد من الاستخدامات في غير صناعة الفخار وألعاب الميّا. فقد كان الرصاص يُستخدم في صناعة الأصباغ والجازولين، حيث يقلل من احتمال احتراق الجازولين قبل الموعد المحدد داخل المحرك. وفي السبعينيات، عندما تم التخلص من الجازولين الذي يحتوي على الرصاص في الولايات المتحدة، انخفضت نسب الرصاص في الدم على الفور (راجع الشكل 2).

ومع ذلك، ربما لا تزال بعض المنتجات الأخرى، مثل الحلّي والدمى المصنّعة في بلدان أخرى، تحتوي على الرصاص. وقد تبقى بعض قطع الحلّي الفنية 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 الخطيرة، تكون عملية إزالة الرصاص هي الطريقة الوحيدة لإنقاذ حياة الطفل. وفي هذه العملية، يتم التخلص من أحد أهم التأثيرات السامة للرصاص عن طريق إبطال الكالسيوم محل الرصاص السام في الجسم.

الكتابة في الكيمياء

الإحساس بالخطر يمكن لحاسة التذوق لدينا اكتشاف بعض السموم التي توجد بشكل طبيعي في النباتات. أبحث في المواد السامة الحديثة الأخرى، كالرصاص ومضادات التجمد لمعرفة لماذا لا تُظهر براعم التذوق لدينا استجابة سالبة لها.

الأزياء القاتلة

قد تكون الحلّي البراقة والمزركشة الألوان رخيصة وجذابة، ولكن هل هي آمنة؟ الإجابة في العادة: نعم. إلا أن بعض الحلّي، ولا سيما القطع المصنّعة 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 الميّا. وقد أخذ رمز الرصاص Pb من الكلمة اللاتينية *plumbum* التي لا تزال تُستخدم في اللغة الإنجليزية كجذر لكلمة *plumber*، وتعني السباك.

الفخار السام على الرغم من أن الرصاص لا يُستخدم في أنابيب الميّا الحديثة، إلا أنه لا يزال يستخدم في أشياء أخرى. فالإناء المعروف 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 برّاقة عند حرقها تحت ظروف مختلفة.



الشكل 1 مركّبات الرصاص المستخدمة في تلوين الفخار تعطي الأناء شكلاً مميزاً.

مختبر الكيمياء

تحضير مركب أيوني

الخلفية: ستقوم بتحضير مركبين وتختبرهما لتحديد بعض خواصهما. وبناءً على اختباراتك، ستحدد هل النواتج مركبات أيونية أم لا.

سؤال: هل يمكن أن تدل الخواص الفيزيائية للمركب على وجود روابط أيونية؟



المواد

شريط من المغنيسيوم (25 cm) بوتقة
حامل حلقي وحلقة مثلث خزفي
موقد بنزن ساق زجاجي
ملقط بوتقة ميزان حساس
كأس سعتها 100 mL ماء مقطر
جهاز اختبار التوصيل

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. قس كتلة البوتقة بعد تجفيفها وتنظيفها.
5. لف 25 cm من شريط المغنيسيوم على شكل كروي. ثم قس كتلة المغنيسيوم والبوتقة معاً.
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. حلل البيانات احسب كتلة الشريط والناج، وسجل جميع الكتل في جدولك.
2. صنف أشكال الطاقة المنبعثة. ماذا تستنتج عن استقرار المواد الناتجة؟
3. استدل هل يتفاعل المغنيسيوم مع الهواء؟
4. توقع الصيغ الأيونية لمادتين ناتجتين، واكتب اسميهما.
5. حلل 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 الناج؟
6. حلل واستنتج هل توصل مركبات المغنيسيوم التيار الكهربائي عندما تكون في صورة محلول؟ وهل تثبت النتائج أن المركبات أيونية؟
7. حلل الأخطاء إذا أظهرت النتائج أن المغنيسيوم فقد كتلة بدلاً من اكتسابها، فاذكر الأسباب المحتملة للخطأ.

التوسع في الاستقصاء

صمم تجربة إذا كانت مركبات 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؟ صمم تجربة لمعرفة ذلك.

الفكرة الرئيسية ترتبط مكونات المركبات الأيونية بعضها مع بعض بروابط كيميائية تنشأ عن قوة التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.

القسم 1 تكوّن الأيون

المفردات

- رابطة كيميائية
- كاتيون
- أنيون

الفكرة الرئيسية تتكون الأيونات عندما تكسب الذرات إلكترونات التكافؤ أو تفقدها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني المستقر.

- الرابطة الكيميائية هي القوة التي تربط ذرتين معًا.
- تكون بعض الذرات أيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويتطلب التوزيع المستقر مستوى طاقة خارجيًا مكتملاً، يتألف عادة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات عن طريق فقد أو اكتساب إلكترونات التكافؤ.
- يظل عدد البروتونات ثابتًا أثناء تكوين الأيون.

القسم 2 الروابط والمركبات الأيونية

المفردات

- رابطة أيونية
- مركب أيوني
- شبكة بلورية
- إلكتروليت
- طاقة الشبكة

الفكرة الرئيسية 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 المركب 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 الشبكة البلورية.

القسم 3 الأسماء والصيغ الخاصة بالمركبات الأيونية

المفردات

- وحدة الصيغة
- أيون أحادي الذرة
- أيون متعددة الذرات
- أنيون أكسجيني

الفكرة الرئيسية في الأسماء والصيغ المكتوبة للمركبات الأيونية، يظهر الكاتيون أولاً متبوعاً بالأنيون.

- توضح وحدة الصيغة نسبة الكاتيونات إلى الأنيونات في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة، وتعبّر 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.

القسم 4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

المفردات

- نموذج بحر الإلكترونات
- إلكترونات حرة (غير متموضعة)
- رابطة فلزية
- شبكة

الفكرة الرئيسية 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.

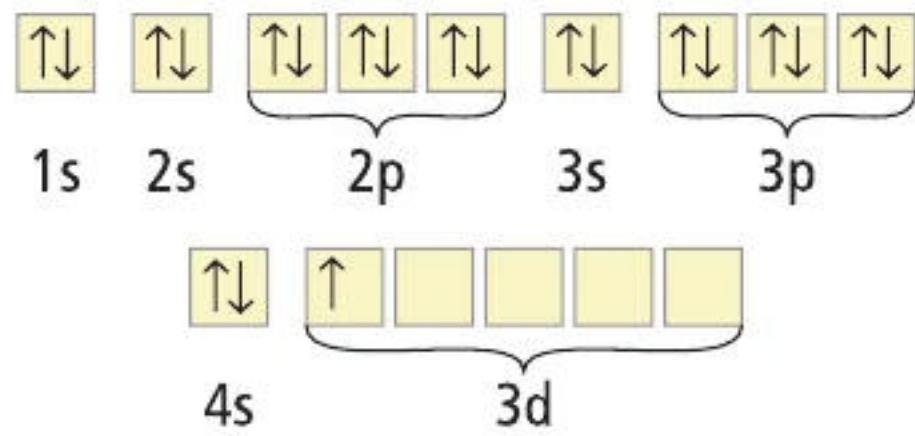
القسم 1

إتقان المفاهيم

46. كيف تتكوّن الأيونات الموجبة والأيونات السالبة؟

47. متى تتكوّن الرّوابطُ الكيميائية؟

48. لماذا تميل الهالوجينات والفلزات القلوية لتكوين الأيونات؟ فسر إجابتك.



■ الشَّكْل 16

59. ناقش تَكْوُنَ أَيُونِ السَّكَانْدِيُومِ +3 مُسْتَعِدِّمًا التَّرْمِيزِ
الْفَلَكي الخَاص بِهِ المُبَيَّن فِي الشَّكْلِ 16.

القسم 2

إتقان المفاهيم

60. ماذا يعني يعنيه مُصطلح مُتعادلة كهربائيًا عند مناقشة المُرَكَّبات الأيونيّة؟

61. وضح كيفية تَكُونِ الرّوابط الأيونية.

62. فسر السَّبب وراء عدم ترابط البوتاسيوم مع التَّيُون لتكوين مُرْكَب.

63. ناقش بإيجاز ثلاث خصائص فيزيائية للمواد الصلبة الأيونية المرتبطة بالروابط الأيونية.

64. صَفْ بَلَّوْرَةَ أَيُونِيَّةٍ وَفَسَّرَ لَمْ قَدْ تَتَبَايُنُ الْبَلَّوْرَاتِ الْأَيُونِيَّةِ
لِمُخْتَلَفِ الْمُرَكَّبَاتِ فِي الشَّكْلِ.

65. كيف تتغير طاقة الشبكة البلورية مع تغير حجم الأيون؟

66. في الشكل 14، يُمثّل العنصر المُسمّى بـ B الباريوم
وَيُمثّل العنصر المُسمّى بـ E اليُود. فسر لِمَ لن يَكُون BaI
هُوَ المُرْكَبُ المُكوّنُ نَتِيجَةً هذه العناصر.

إتقان حل المسائل

67. حَددَ نسبةَ الكاتيونات والأنيونات في كُلِّ من الأمثلة التالية:

- كلوريد البوتاسيوم يستخدم بديلاً للملح
- فلوريد الكالسيوم يُستخدم في صناعة الفولاذ
- أكسيد الكالسيوم يُستخدم لإزالة ثاني أكسيد الكبريت من انبعاثات محطات الطاقة
- كلوريد السترونتيوم يُستخدم في الألعاب النارية

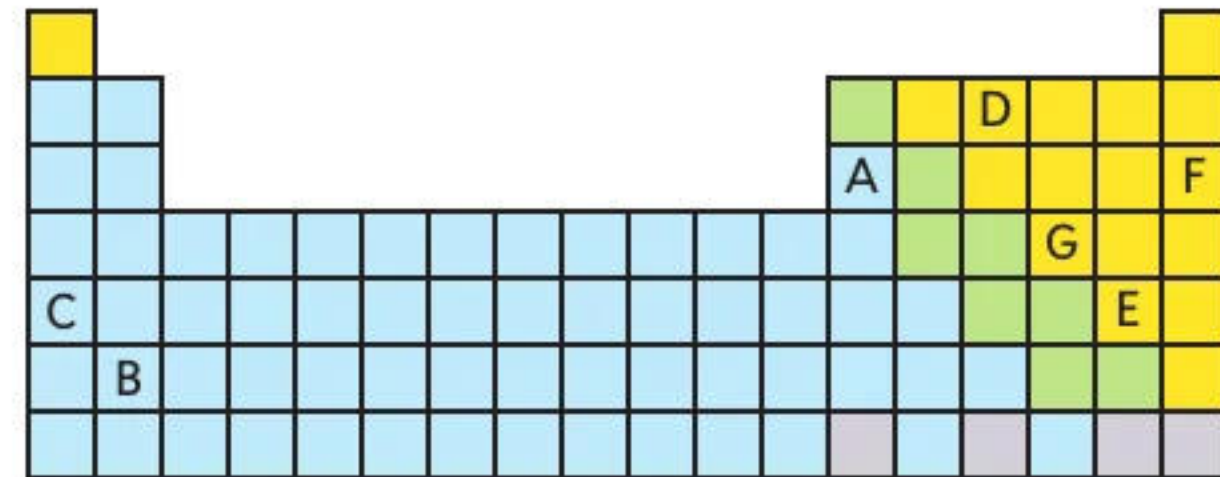
68. انظر إلى الشكل 14 صف المركب الأيوني الناتج عن العناصر التي يُرمز لها بـ C و D .

69. وضح كيفية تَكْوُنَ رابطة أيونية بين الخارصين والأكسجين..

70. باستخدام الترميز الفلكي، ارسم مخططاً يُبين كَوْن رابطة أيونية بين الألمنيوم والفلور.

71. باستخدام الترتيب الإلكتروني، ارسم مخططاً يبين كَوْن رابطة أيونية بين الباريوم والنيروجين.

72. **الموصلات** في ظل ظروف معينة، توصل المُرَكَّبَات الأيونية التيار الكهربائي. صف هذه الظروف وفسر لماذا لا تُستخدم هذه المُرَكَّبَات الأيونية دائماً كموصلات.

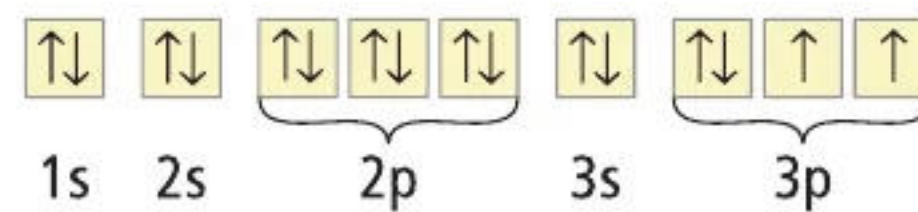


■ الشكل 14

49. يحتوي الجدول الدوري الوارد في الشكل 14 على

عناصر يُرمز لها بالحروف من A إلى G، اذكر عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر و حدّد الأيون الذي سيتكوّن.

50. ناقش أهمية الميل الإلكتروني وطاقة التأين في تكوين الأيونات.



■ الشكل 15

51. الترميز الفلكي للكبريت مُبَيَّنُ فِي الشَّكْلِ 15. اشرح كيف يُكَوَّنُ الكبريت الأيون الخاص به.

إتقان حل المسائل

52. اذكر عدد إلكترونات التكافؤ الموجودة في الذرة لكل عنصر.

- a. السيزيوم
b. الرُوبيديوم
c. الجاليوم
d. الخارصين
e. السْتروْنشيُوم

53. فسر لماذا يُعَدُّ احتمالُ تكوينِ الرّوابطِ الكيميائيّةِ بالنّسبةِ إلى الغازاتِ النّبيلةِ ضَعِيفًا.

54. وضح كيف يتكون أيون الباريوم.

55. وضح كيف يتكون أنيون النيتروجين.

56. كُلَّمَا كَانَتِ الذَّرَّةُ أَكْثَرَ تَفَاعُلِيَّةً، كَانَتِ طَاقَةُ وَضْعِهَا أَعْلَى. أَيُّ مِنْ هَاتَيْنِ الذَّرَّتَيْنِ تَمْلِكُ طَاقَةَ وَضْعِ أَعْلَى، الثِّيُونِ أَمْ الْفَلُور؟ فَسِّرْ إِجَابَتَكَ..

57. اشرح كيف لذرة الحديد أن تكون أيون حديد ثنائي وأيون حديد ثلاثي.

58. توقّع النشاط الكيميائي لكل ذرة بناءً على ترتيب الإلكترونات الخاص بها.

a. البوتاسيوم b. الفلور c. النيون

73. أيُّ هذه المُرَكَّبَات يُعَدُّ احتمَالُ تكونها ضعيفًا: CaKr , Na_2S , MgF , BaCl_3 ؟ فسر إجابتك..

74. استخدم الجدول 6 لتحديد أيُّ المُرَكَّبَات الأيونية تملك أعلى درجة انصهار. MgO , KI , AgCl . فسر إجابتك.

75. أي المركبين يملك أكبر طاقة شبكة بلورية، KCl أو CsCl ؟ CaO أو K_2O ؟ فسر إجابتك.

القسم 3

إتقان المفاهيم

76. ما البيانات التي تحتاج إليها لكتابة صيغة كيميائية صحيحة لتمثيل مركب أيوني؟

77. متى تُستخدم الأرقام السفلية في صيغ المُرَكَّبَات الأيونية؟

78. وضح طريقة تسمية المُرَكَّب الأيوني.

79. من خلال استخدامك لأعداد التأكسد، فسر لماذا تُعتبر الصيغة NaF_2 غير صحيحة..

80. وضح ما الذي يعنيه اسم أكسيد الكروم (III) من ناحية الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، واكتب الصيغة الصحيحة.

إتقان حل المسائل

81. اكتب صيغة كل مركب أيوني.

- يوديد الكالسيوم
- بروميد الفضة
- كلوريد النحاس (II)
- بيروكسيدات البوتاسيوم
- أسيات الفضة

82. سمِّ كلَّ من المُرَكَّبَات الأيونية التالية:

- K_2O
- CaCl_2
- Mg_3N_2
- NaClO
- KNO_3

83. أكمل الجدول 14 من خلال وضع الرموز والصيغ والأسماء في الفراغات المناسبة.

الجدول 14 تحديد المُرَكَّبَات الأيونية			
كاتيون	أيون	الاسم	الصيغة
		كبريتات الأمونيوم	
		PbF_2	
		بروميد الليثيوم	
		Na_2CO_3	
Mg^{2+}	PO_4^{3-}		

84. الكروم هو فلز انتقالي يُستخدم في الطلاء بالكروم، ويكون أيونات Cr^{2+} و Cr^{3+} . اكتب صيغ المُرَكَّبَات الأيونية المتكوّنة عندما تتفاعل هذه الأيونات مع أيونات الفلور وأيونات الأكسجين.

85. ما الصيغ الصحيحة للمُرَكَّبَات الأيونية؟ بالنسبة إلى الصيغ غير الصحيحة، اكتب الصيغة الصحيحة وفسر إجابتك.

- AlCl
- Na_3SO_4
- BaOH_2
- Fe_2O

86. اكتب صيغ جميع المُرَكَّبَات الأيونية التي من الممكن تكوينها من خلال اتحاد كلٍّ من الكاتيونات مع كلٍّ من الأنيونات المُدرّجة في الجدول 15. سمِّ كلَّ مركب تقوم بتكوينه.

الجدول 15 لائحة الكاتيونات و الأنيونات	
كاتيونات	أنيونات
K^+	SO_3^{2-}
NH_4^+	I^-
Fe^{3+}	NO_3^-

القسم 4

إتقان المفاهيم

87. صف الرابطة الفلزية.

88. اشرح بإيجاز لماذا تُصنَع السبائك الفلزية..

89. صف بإيجاز كيف يُفسَّر التَّرابُطُ الفلزيّ قابليّة الفلزات للسَّحبِ والطَّرْقِ.

90. قارن و قايِل بين نوعي السبائك الفلزية..

91. وضح أوجه الشبه بين الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية.

92. النحاس الأصفر يُستخدم النحاس والخارصين لتشكيل سبيكة النحاس الأصفر. اشرح بإيجاز لِمَ يَكُونُ هذين النوعين من الفلزات سبيكة استبدالية وليس سبيكة فراغية.

إتقان حل المسائل

93. ما أوجه الاختلاف بين الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية؟

94. الفضة وضح بإيجاز لماذا تُعتبر الفضة ناقلاً جيّداً للكهرباء.

95. الفولاذ اشرح بإيجاز لماذا يُستخدم الفولاذ، وهو سبيكة من الحديد، في بناء البنية الدّاعمة للعديد من المباني.

96. درجة انصهار البيريليوم هي 1287°C ، في حين أنّ درجة انصهار الليثيوم هي 180°C . فسر سبب الفرق الكبير في القيم.

97. تبلغ درجة غليان التيتانيوم 3287°C ، وتبلغ درجة غليان النحاس 2562°C . فسر سبب وجود اختلاف في درجة غليان هذين الفلزين.

98. السبائك صف الفرق بين شبكة الفضة الإسترلينية والفولاذ الكربوني من حيث أنواع السبائك المعنية.

مراجعة عامة

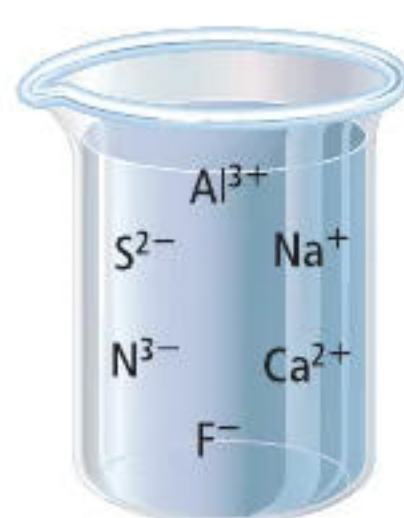
99. أذكر عدد إلكترونات التكافؤ لذرات الأكسجين والكبريت والزرنيخ والفوسفور والبروم.
100. فسر لماذا بإمكان الكالسيوم تكوين أيون Ca^{2+} ولكن ليس أيون Ca^{3+} .
101. أي مركب أيوني له أكبر طاقة للشبكة البلورية. $NaCl$ ، $MgCl_2$ ، KCl ؟ فسر إجابتك.
102. اكتب صيغة كل مركب أيوني.
- a. كبريتيد الصوديوم
b. كلوريد الحديد (III)
c. كبريتات الصوديوم
d. فوسفات الكالسيوم
e. نترات الخارصين
103. الكوبالت، فلز انتقالي. يكون كل من أيونات Co^{2+} و Co^{3+} . اكتب الصيغ الصحيحة واذكر اسم الأكسيدات المتكونة من الأيونتين المختلفتين.
104. أكمل الجدول 16.

الجدول 16 بيانات العنصر وعدد إلكترونات التكافؤ والأيون المتكون		
العنصر	إلكترونات التكافؤ	الأيون المتكون
السليسيوم		
القصدير		
اليود		
الأرجون		

105. الذهب اشرح بإيجاز لم يُستخدم الذهب كخلي وكموصل في الأجهزة الإلكترونية.
106. وضح كيف يتكون أيون النيكل الذي عدد تأكسده $+2$.
107. قارن بين الكبريتات والكبريتيت.
108. من خلال استخدام الترميز النقطي للإلكترونات، ارسم مخططاً للرابطة الأيونية بين البوتاسيوم واليود.
109. يكون المغنيسيوم أكسيداً ونيتريداً عند احتراقه في الهواء. ناقش تكوين أكسيد المغنيسيوم ونيتريد المغنيسيوم عندما تتفاعل ذرات المغنيسيوم مع ذرات الأكسجين والنيتروجين.
110. يمكن لقوة 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 مركب من المركبات 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 المركبات الأيونية والمواد الفلزية الصلبة.
113. توقع أي مادة صلبة في كل زوج ستكون لها أعلى درجة انصهار. فسر إجابتك.
- a. $NaCl$ أو $CsCl$
b. Ag أو Cu
c. Na_2O أو MgO
114. قارن وقابل بين الكاتيونات والأيونات.
115. لاحظ واستدل: تعرف على الأخطاء في الصيغ والأسماء التالية، وقم بتصميم مخطط لتفادي الأخطاء.
- a. أسيتات النحاس
b. Mg_2O_2
c. أكسيد الصوديوم
e. $Mg_3(PO_4)_2$
c. Pb_2O_5



الشكل 17

116. طبق افحص الأيونات في الدورق المبين في الشكل 17. قم بتحديد مركبين اثنين يمكن أن يتكوّنوا من الأيونات الموجودة، ثم اشرح سبب إمكان حدوث ذلك.
117. طبق البراسيوديميوم (Pr) هو عنصر من اللانثينيدات يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك، مما يؤدي إلى تكوين كلوريد البراسيوديميوم (III). وهو يتفاعل أيضاً مع حمض النيتريك، مكوناً نترات البراسيوديميوم (III). الترتيب الإلكتروني للبراسيوديميوم هو $[Xe]4f^36s^2$
- a. افحص الترتيب الإلكتروني ثم اشرح كيف يكون البراسيوديميوم أيون 3.
- b. اكتب الصيغ الصحيحة لكلا المركبين اللذين كونهما البراسيوديميوم.
118. كون فرضية انظر مواقع البوتاسيوم والكالسيوم في الجدول الدوري. قم بإعداد فرضية لشرح سبب الارتفاع الشديد لدرجة انصهار الكالسيوم مقارنة بدرجة انصهار البوتاسيوم.
119. قوّم اشرح كيف أن مصطلح "إلكترونات حرة (غير متموضعة)" هو الوصف المناسب لوضع الإلكترونات المشاركة في الرابطة الفلزية.
120. طبق كافة الذرات غير المشحونة لديها إلكترونات تكافؤ. اشرح السبب الذي يجعل بعض العناصر مثل اليود والكبريت لا تكون روابط فلزية.
121. حلّل اشرح لماذا يتم إطلاق طاقة الشبكة البلورية إثر تكون مركب أيوني.

مسألة تحدي

122. المركبات الأيونية: الكريسوبيريل هو معدن شفاف أو شبه شفاف يكون براقاً في بعض الأحيان. ويتكوّن من أكسيد ألومنيوم البيريليوم، BeAl_2O_4 . قم بتحديد أعداد التأكسد لكل أيون من الأيونات التي يتضمنها هذا المركب. اشرح تكوين هذا المركب الأيوني.

مراجعة تراكمية

123. أعطيت سائلاً كثافته مجهولة. كتلة مخبر مدرج يحتوي على 2.00 mL من السائل تساوي 34.68 g. كتلة المخبر فارغ هي 30.00 g. بناءً على هذه المعلومات، حدّد كثافة السائل.

124. في المختبر، استخدم الطلاب ميزاناً ومخبر مدرج لجمع البيانات الواردة في الجدول 17. احسب كتلة العينة. إذا كانت القيمة المقبولة لهذه العينة هي 7.01 g/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 ذرة الزئبق من 1.413×10^{-18} J إلى 1.069×10^{-18} J.

- ما قيمة طاقة الفوتون المنبعث من ذرة الزئبق؟
- ما تردد الفوتون المنبعث من ذرة الزئبق؟
- ما الطول الموجي للفوتون المنبعث من ذرة الزئبق؟

126. أي عنصر له طاقة تأين أكبر، الكلور أم الكربون؟

127. قارن وقابل بين طرق تكوين الأيونات لدى الفلزات واللافلزات، وشرح أسباب الاختلافات.

128. ما العناصر الانتقالية؟

129. اكتب رمز واسم العنصر المناسب لكل وصف.

- ثاني أخفّ الهالوجينات
- شبه فلز له رقم أقل دورة.
- في المجموعة 16 ويكون في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة.
- أثقل الغازات النبيلة
- 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 المركبات الأيونية وزيادة حجمها بكل سهولة في بيئة المختبر ابحث حول طرائق نمو البلّورات، 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 مبين في الجدول 18.

بيانات مأخوذة من: Royal Society of Chemistry, All at sea? The chemistry of the oceans.

الجدول 18 الأيونات الاثنا عشر الأكثر انتشاراً في البحر		
الأيون	التركيز (mg/dm ³)	النسبة المئوية بالكتلة % (من إجمالي المواد الصلبة الذائبة)
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

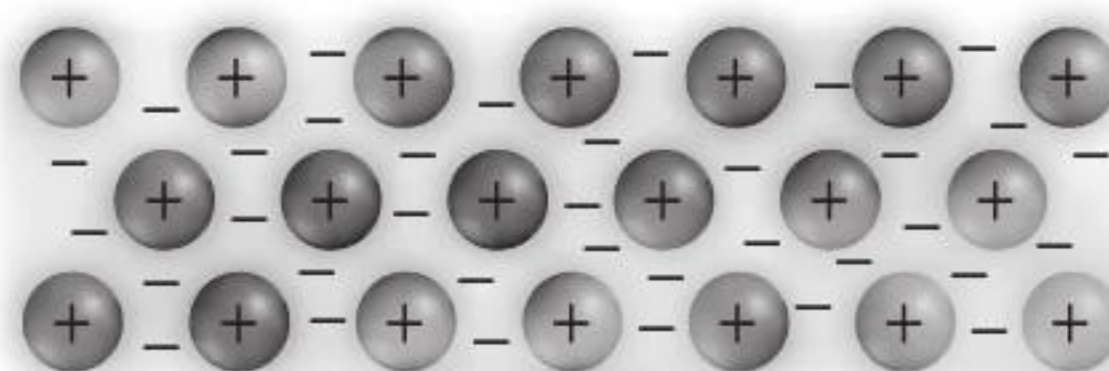
132. حدّد الأنيونات والكاتيونات المدرجة في الجدول 18

133. مثلّ بيانتيّاً بالأعمدة تركيز كل أيون، مبيّناً أسباب صعوبة القيام بهذا العمل.

134. كلوريد الصوديوم ليس المركب الأيوني الوحيد الذي يتم الحصول عليه من ماء البحر. اذكر أربعة مركبات أخرى يمكن الحصول عليها من ماء البحر وتحتوي على أيون الصوديوم، ثم اكتب اسم كل منها وصيغته الكيميائية.

الاختبار من متعدد

استخدام الشكل أدناه للإجابة عن السؤال الأول.



1. ما الوصف الذي يدعمه هذا النموذج؟

- الفلزات مواد لامعة وتعكس الضوء..
- الفلزات موصلات جيدة للحرارة والكهرباء.
- المركبات الأيونية مركبات قابلة للطرق.
- المركبات الأيونية موصلات جيدة للكهرباء.

2. ما العبارة غير الصحيحة فيما يتعلق بأيون Sc^{3+} ؟

- له الترتيب الإلكتروني نفسه مثل Ar.
- أيون سكانديوم بثلاث شحنات موجبة.
- يعتبر عنصراً مختلفاً عن ذرة Sc المتعادلة..
- يتكوّن عند فقد إلكترونات 4s و 3d.

3. من الأملاح المذكورة أدناه، ما النوع الذي يتطلب أكبر قدر من الطاقة لكسر الروابط الأيونية؟

- $BaCl_2$
- LiF
- $NaBr$
- KI

4. ينتج عن القوة الكبيرة للروابط الأيونية جميع الخواص الآتية لـ $NaCl$ عدا

- بلورات صلبة.
- درجة غليان مرتفعة.
- درجة انصهار مرتفعة.
- ذائبة ضعيفة.

5. ما الصيغة الصحيحة لمركب كبريتات الكروم III؟

- Cr_3SO_4
- $Cr_2(SO_4)_3$
- $Cr_3(SO_4)_2$
- $Cr(SO_4)_3$

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. أكتشف مركب درجة انصهاره $-100^\circ C$. ما الذي يمكن أن

ينطبق بشكل صحيح على هذا المركب؟

- له بالتأكيد رابطة أيونية.
- له بالتأكيد رابطة تساهمية قطبية.
- له إما رابطة تساهمية قطبية أو رابطة تساهمية غير قطبية.
- له إما رابطة تساهمية قطبية أو رابطة أيونية.

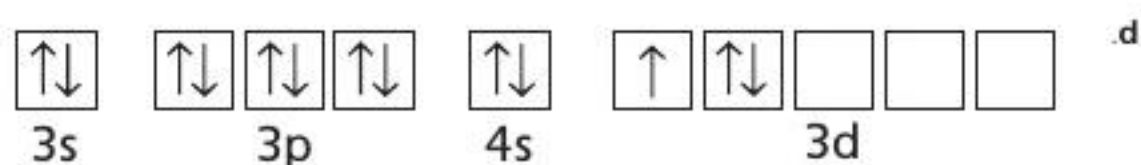
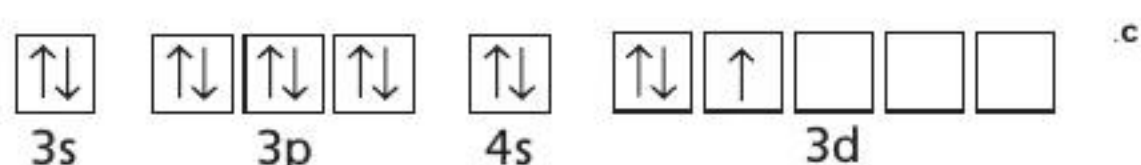
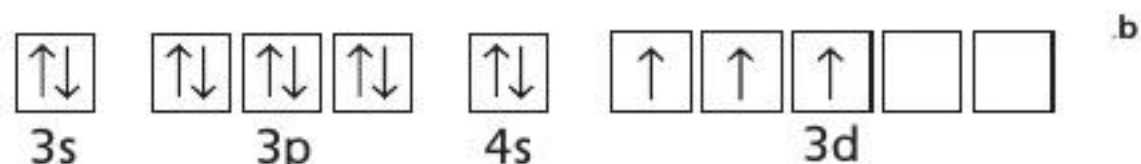
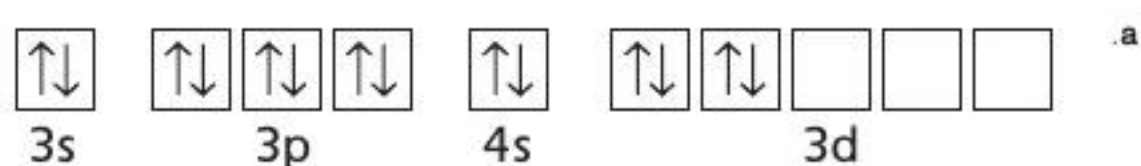
7. ما الدرجة التي لا يمكن أن تكون درجة انصهار لـ Cr_2O_3 ؟

- $2375^\circ C$
- $950^\circ C$
- $148^\circ C$
- $3342^\circ C$

8. أي من التالية تدعمه البيانات الموجودة في الجدول؟

- للروابط التساهمية غير القطبية درجات غليان مرتفعة.
- للروابط التساهمية القطبية درجات انصهار مرتفعة.
- للروابط الأيونية درجات انصهار منخفضة.
- للروابط الأيونية درجات غليان مرتفعة.

9. ما الترميز الفلكي الصحيح لمستويات الطاقة الرئيسة الثالثة والرابعة للفضاديوم؟



اختبار الكفاءة الدراسية (SAT) في مادة: الكيمياء

استخدام الرسم التخطيطي أدناه للإجابة عن السؤال 15.



15. أي مما يلي يصف حالة المادة الموضحة؟
- صلبة، لأن الجسيمات مترابطة بإحكام بعضها مقابل بعض.
 - غازية، لأن الجسيمات تتحرك بسهولة.
 - سائلة لأن الجسيمات قادرة على التحرك بحرية.
 - صلبة، لأنه يوجد نمط منتظم للجسيمات.
 - سائلة، لأن الجسيمات تكون في تلامس ثابت عندما تتدفق بعضها فوق بعض.

استخدم قائمة العناصر أدناه للإجابة عن الأسئلة 16-20.

- الصوديوم
 - الكروم
 - البورون
 - الأرجون
 - 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 له الترتيب الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ؟
20. أي منها غاز نبيل؟

أسئلة ذات إجابات قصيرة

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة 10 - 12.

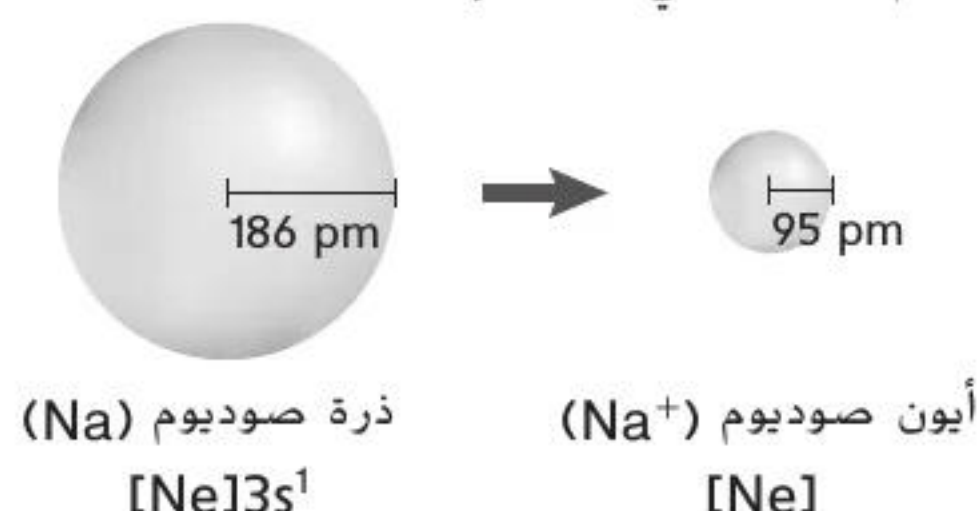
عنصر اللوتيتيوم هو عنصر أرضي نادر يستخدم في تسريع التفاعلات الكيميائية المستخدمة في المعالجة البترولية. وله نظيران موجودان طبيعيًا.

النظير	نوع الانحلال الإشعاعي	النسبة المئوية للوفرة
$^{175}_{71}\text{Lu}$	لا يوجد	97.41
$^{176}_{71}\text{Lu}$	بيتا	2.59

10. احسب متوسط الكتلة الذرية لللوتيتيوم.
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.

الترايط التساهمي

الفكرة الرئيسية 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 الاستهلاكية

ما نوع المركب المستخدم في صنع الكرة المطاطية؟

تُصنع الكرات المطاطية من مركب سيليكون يُسمى أكسيد السيليكون العضوي $(\text{Si}(\text{OCH}_2\text{CH}_3)_2\text{O})$ ، وسنقارن في هذه التجربة بين خصائص أكسيد السيليكون العضوي و خصائص المركبات الأيونية والتي درستها سابقاً.

مطويات
منظم الدراسة

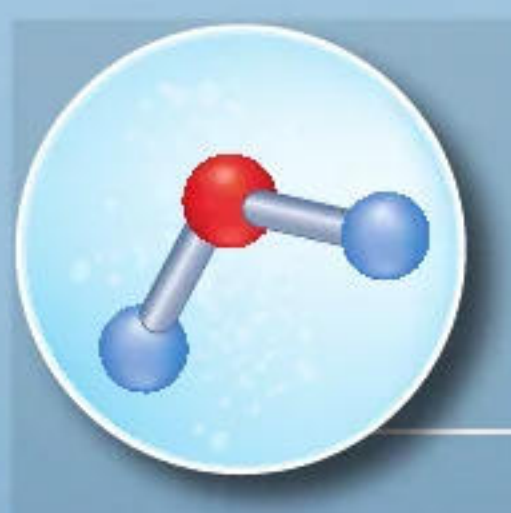
خصائص الرابطة

قم بعمل مطوية على شكل طبقات داخل بعضها البعض. ميزها بالأسماء على النحو الموضح. استخدمها لمساعدتك على تنظيم دراستك لأنواع الروابط الثلاثة الرئيسية.

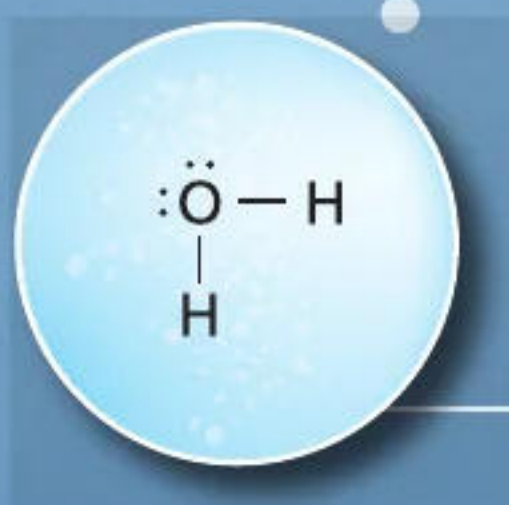
أيونية	○
تساهمية قطبية	○
تساهمية غير قطبية	○
صفة الرابطة	○



نموذج ملء الفراغ

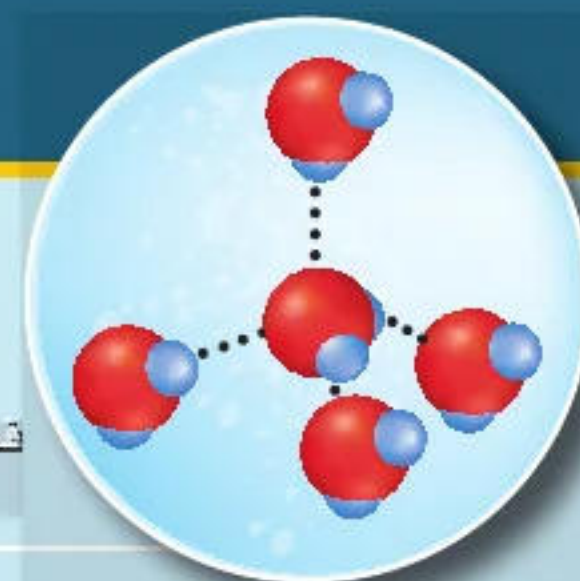


نموذج الكرة والعصا



هيكل لويس

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.

الرابعة التساهمية

القسم 1

الفكرة الرئيسية تكتسب الذرات حالة الاستقرار عندما تشارك إلكترونات وتكون روابط تساهمية.

هل شاركت من قبل في سباق الثلاثة أرجل؟ يشارك كل شخص في السباق قدمًا من أقدامه مع زميل ليكون فريق واحد من ثلاثة أرجل. بطريقة ما، يعكس سباق الثلاثة أرجل طريقة مشاركة الذرات للإلكترونات وربطها سوياً كوحدة.

الكيمياء في حياتك

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. نادراً ما تكون 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 استقراراً. 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 استناداً إلى قاعدة الثمانية أن الذرات التي لها ثمانية 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 المكونة بفعل مشاركة ذرات الهيدروجين والأكسجين الإلكترونات.

الأسئلة الرئيسية

- كيف يمكن تطبيق قاعدة الثمانية على الذرات التي تكون روابط تساهمية؟
- لماذا تكون الذرات روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية؟
- ما المقصود بروابط سيجما وباي وكيف يتناقض؟
- ما العلاقة بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها؟

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية chemical bond: القوة التي تربط ذرتين سوياً.

المفردات الجديدة

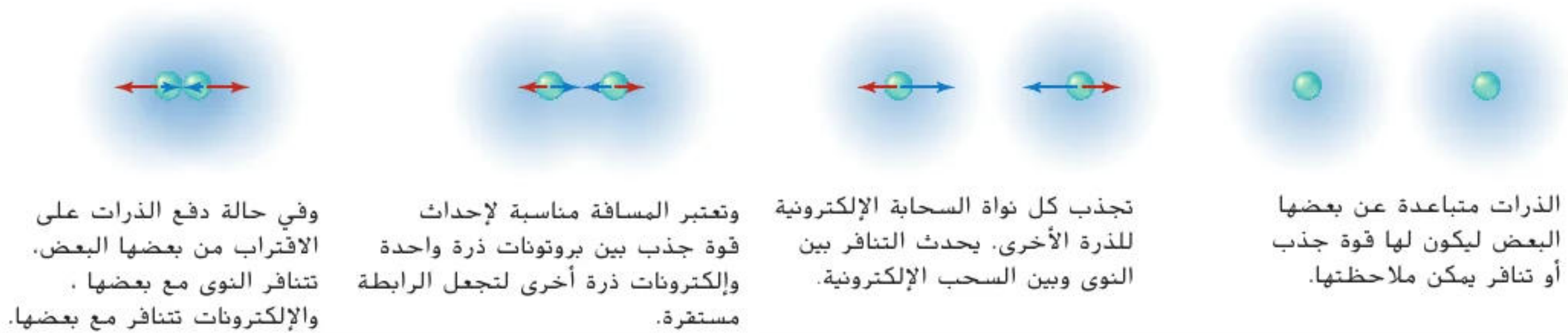
الرابطة التساهمية	Covalent bond
جزيء	Molecule
بنية لويس	Lewis Structure
رابطة سيجما	Sigma bond
رابطة باي	Pi bond
تفاعل ماص للحرارة	Endothermic reaction
تفاعل طارد للحرارة	Exothermic reaction



■ 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.



→ قوة التنافر
← قوة التجاذب



■ **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.

رابط 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.

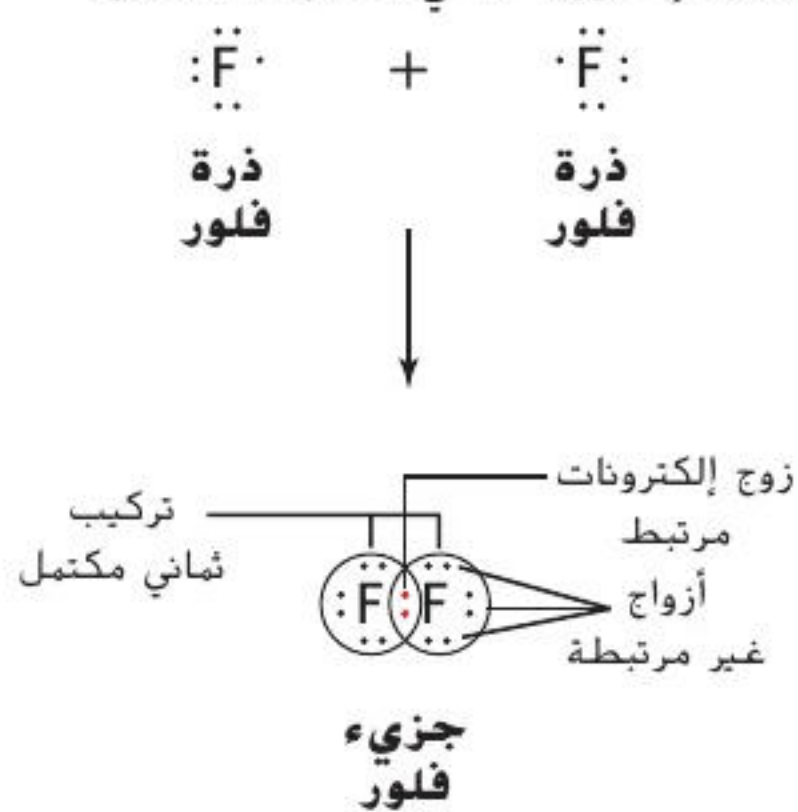
الإلكترونات المشتركة تُشارك الذرات في المركبات غير الأيونية الإلكترونات. الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة إلكترونات التكافؤ هي **رابطة تساهمية**. يتكوّن **الجزء** عند ارتباط ذرتين أو أكثر تساهمياً. في أي رابطة تساهمية، تعتبر الإلكترونات المتشاركة جزءاً من مستويات الطاقة الخارجية لكلا الذرتين الداخلتين 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) والنتروجين (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 نظراً لأن جزيئات ذرتين أكثر استقراراً من الذرات الفردية.

لنأخذ مثال الفلور الذي له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$. لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ وتحتاج إلكتروناتاً أخرى لتكوين ثمانية. وباقتراب ذرتا فلور ببعضهما البعض، تمارس العديد من القوى عملها كما هو موضح في **الشكل 2**. 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 استقراراً للذرات في أي رابطة تساهمية عند الوصول إلى المسافة المثالية بين النوى. وبلوغ 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 زوجاً من الإلكترونات المرتبطة تساهمياً (مشتركة) وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة (غير المشتركة).

■ **الشكل 3** تشارك ذرتا الفلور زوجاً من الإلكترونات لتكوّن رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشترك يمنح كل ذرة ثمانية إلكترونات في مستواها الأخير.



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 المميزة كما يلي: بلورات السكر (A, $C_{12}H_{22}O_{11}$); بلورات الملح (B, $NaCl$); بارافين (C, $C_{23}H_{48}$).

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 وأزل الطبق باستخدام قفازات أو ماسك.
10. دع الطبق يبرد وبعد ذلك ضعه في حاوية النفايات المناسبة.

التحليل

1. حدّد الجسم الصلب الذي انصهر أولاً؟ ما الجسم الصلب الذي لم ينصهر؟
2. طبق بناءً على ملاحظاتك وبياناتك، صِف درجات الانصهار بالترتيب منخفضة أو متوسطة أو مرتفعة أو مرتفعة جداً.
3. استدل أي المركبات ترتبط بروابط أيونية؟ أي المركبات ترتبط بروابط تساهمية؟
4. لخص كيفية تأثير نوع الرابطة على درجات انصهار المركبات.

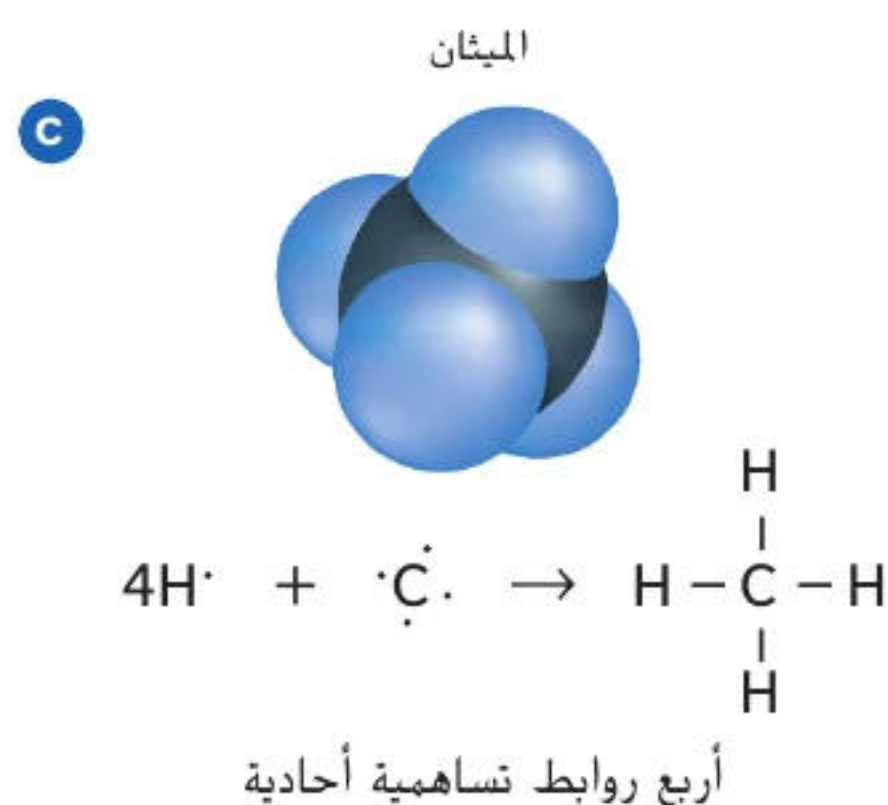
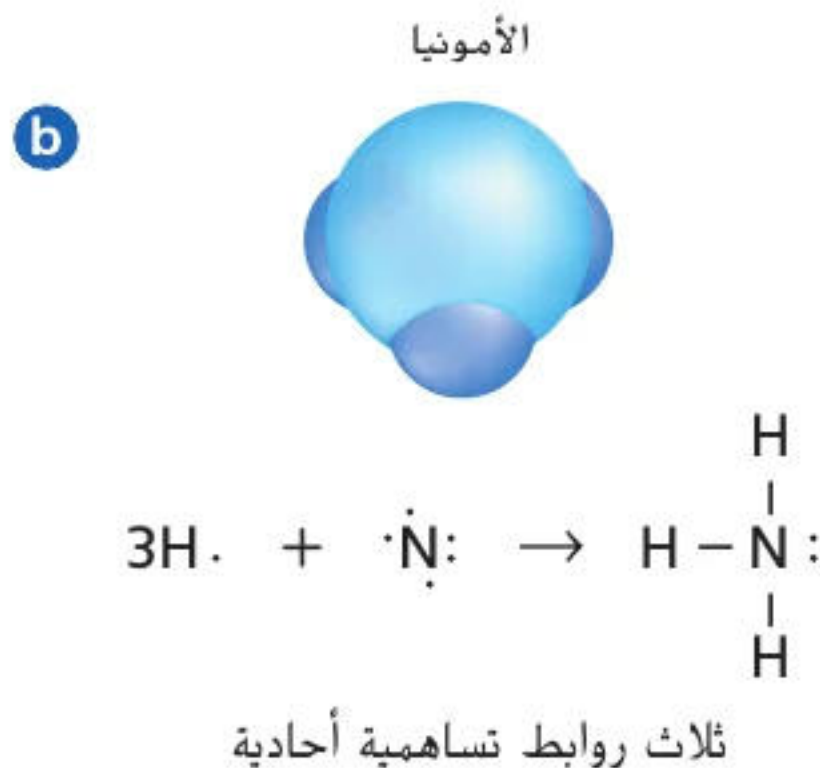
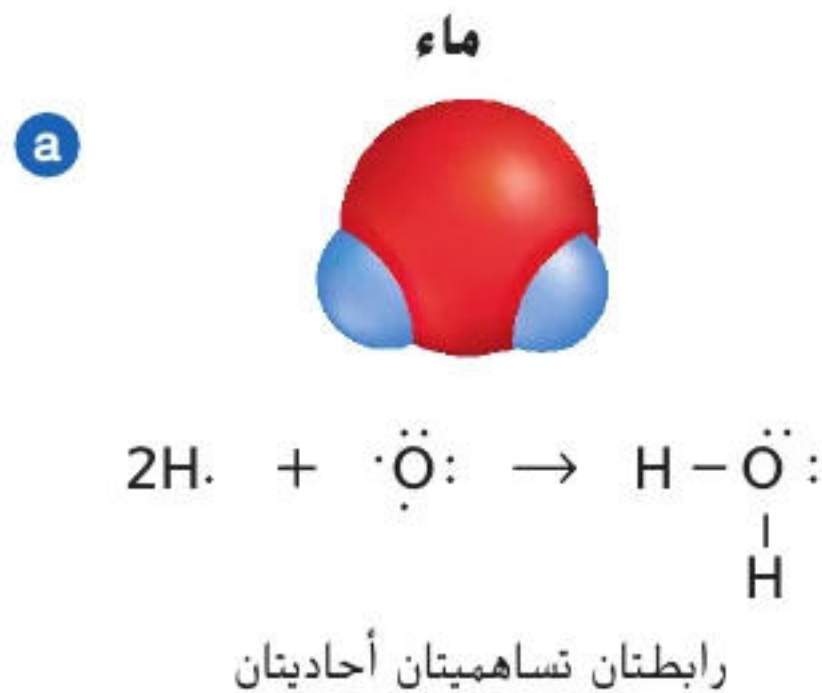
روابط تساهمية أحادية

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 تساهمياً 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 استقراراً 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 زوجاً من الإلكترونات، تُصبح كل ذرة هيدروجين مستقرة لأن مستوى الطاقة الخارجي لها ممتلئ.





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.

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

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

المجموعة 16 والروابط الأحادية يمكن لذرة من عناصر المجموعة 16 مشاركة إلكترونين ويمكن لها تكوين رابطتين تساهميتين. 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 تساهميتين 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.

مثال 1

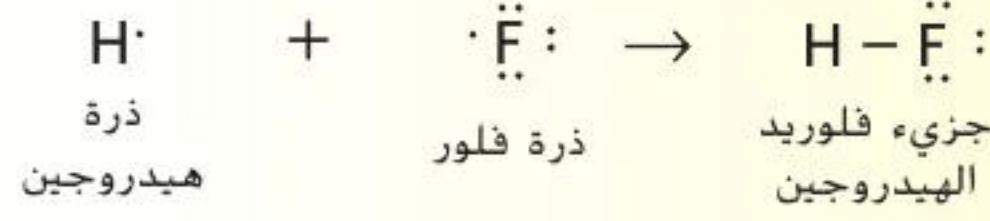
بنية لويس لجزيء يتم تصنيع الأشكال على الزجاج كما هو موضح في الشكل 6 بحفر سطحها كيميائيًا باستخدام فلوريد الهيدروجين (HF). ارسم بنية لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

1. حل المسألة

أعطيت 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 لافلزبة عندما تشارك 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.



3. تقييم الإجابة

تمتلك كل ذرة في الجزيء الجديد توزيع الغاز النبيل وتكون مستقرة.



■ 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، ويكوّن رابع فلوريد السيليكون الغازي (SiF₄) والماء.

تطبيقات

ارسم بنية لويس لكل جزيء.

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1. PH ₃ | 4. CCl ₄ |
| 2. H ₂ S | 5. SiH ₄ |
| 3. HCl | |

6. التحدي ارسم بنية لويس لجزيء مكوّن بين ذرات عناصر المجموعة 1 والمجموعة 16.



رابطة سيجمما الروابط التساهمية الأحادية يطلق عليها أيضًا روابط سيجمما

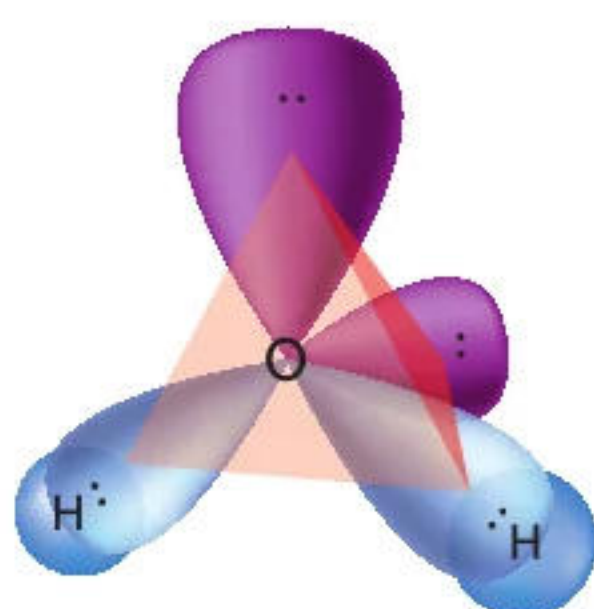
وتمثل بالحرف اليوناني سيجمما (σ). تحدث الرابطة سيجمما عندما يتواجد زوج من الإلكترونات المشتركة في المنطقة المتوسطة بين الذرتين. عندما تشارك الذرتان الإلكترونات، تتداخل أفلاك التكافؤ الذرية من النهاية إلى النهاية مما يركز الإلكترونات في فلك الربط بين الذرتين. فلك الربط هو منطقة محددة حيث يمكن على الأرجح وجود إلكترونات الربط. تتكون رابطة سيجمما عندما يتداخل الفلك s مع فلك s آخر أو فلك p أو فلك p أو يتداخل فلكا p من النهاية إلى النهاية. تكون جزيئات الماء (H₂O) والأمونيا (NH₃) والميثان (CH₄) روابط سيجمما كما هو موضح في الشكل 7.

✓ **التأكد من فهم النص** أدرج الأفلاك التي يمكن أن تكون روابط سيجمما في مركب تساهمي في قائمة.

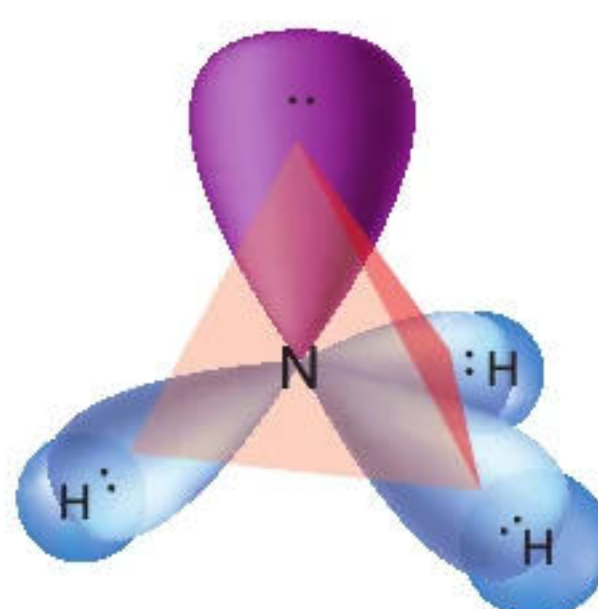
المفردات

المفردات الأكاديمية التداخل (overlap)

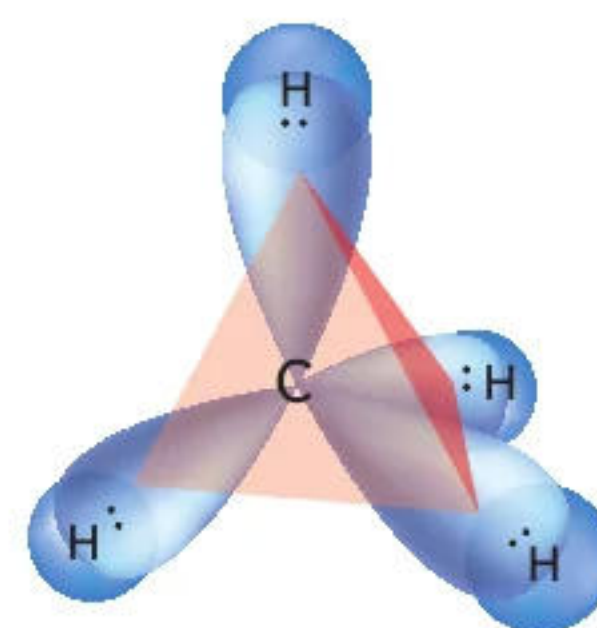
لشغل المنطقة نفسها جزئيًا يتداخل الطريقتان في الشارع بحيث يتم تكوين مدخل مشترك.



ماء (H₂O)



أمونيا (NH₃)



ميثان (CH₄)

الشكل 7 تتكوّن روابط سيجما في كل جزيء من هذه الجزيئات عندما تتداخل أفلاك ذرة الهيدروجين رأسياً مع أفلاك الذرة المركزية.

حدد عدد روابط سيجما في كل جزيء.

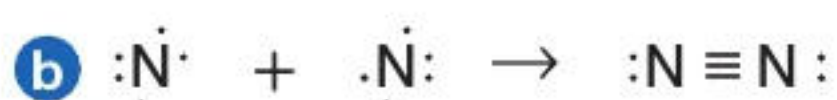
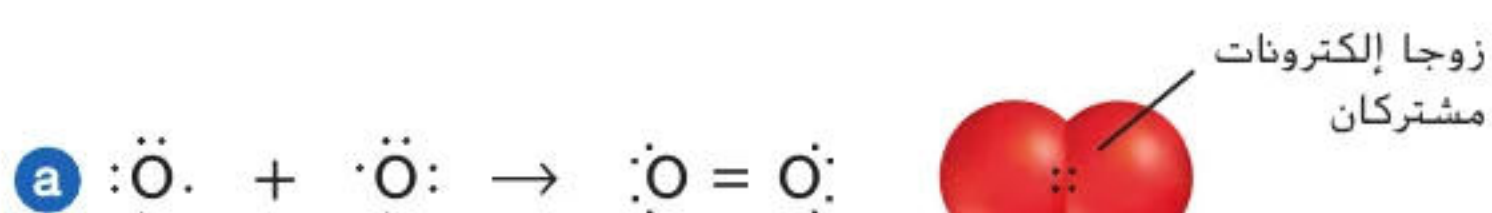
الروابط التساهمية المتعددة

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 غالباً ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت روابط متعددة مع اللافلزات. كيف تعرف إذا كانت ذرتان ستكوّنان رابطة متعددة؟ وبوجه عام، يساوي عدد إلكترونات التكافؤ المطلوب للوصول إلى قاعدة الثمانية عدد الروابط التساهمية التي يمكن أن تتكوّن.

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

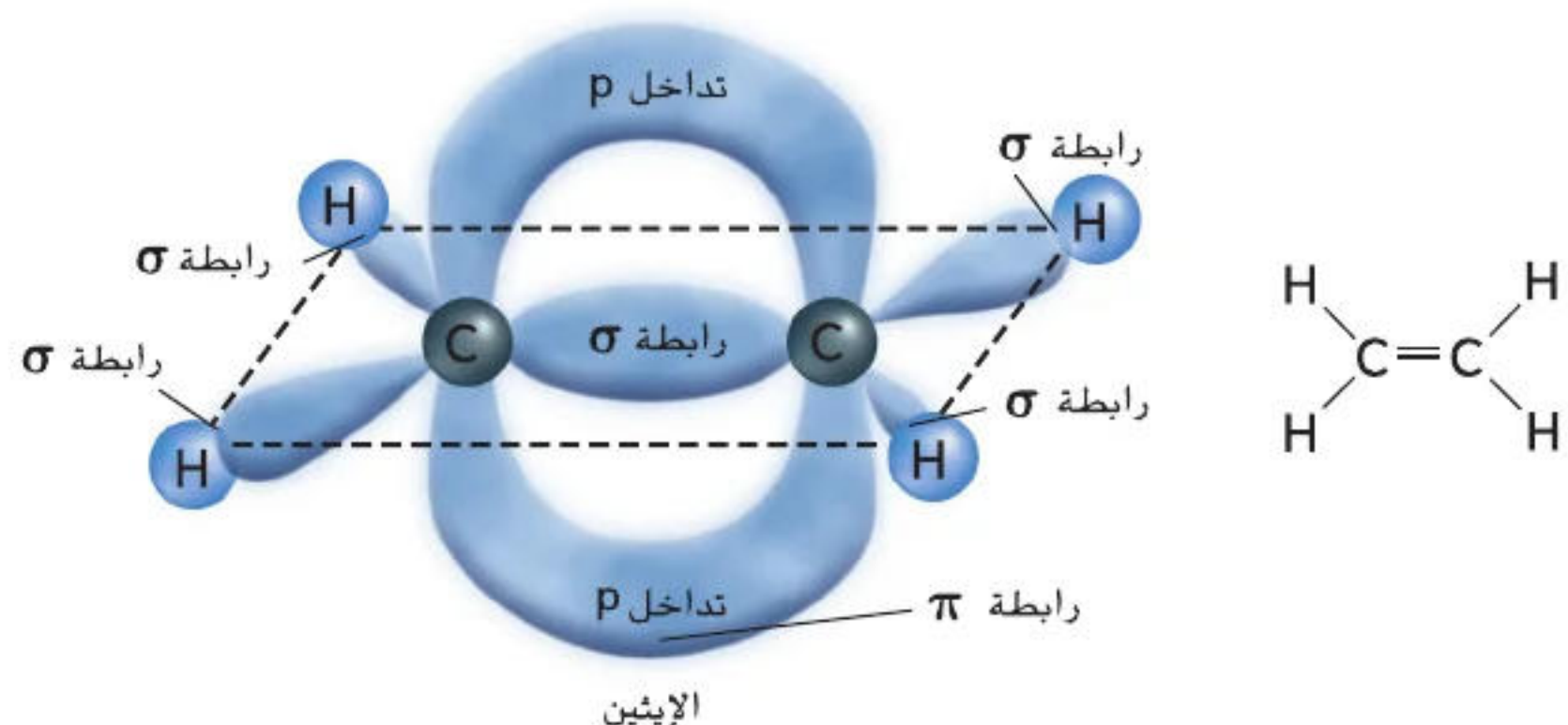
الروابط الثلاثية تتكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية عندما تتم مشاركة ثلاثة أزواج من الإلكترونات بين ذرتين. تحتوي جزيئات النيتروجين ثنائي الذرة (N₂) على رابطة تساهمية ثلاثية. تُشارك كل ذرة نيتروجين ثلاثة أزواج من الإلكترونات مكونة رابطة ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى كما هو موضح في الشكل 8b.

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



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

■ **الشكل 9** لاحظ كيف تتكون الرابطة المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين (C_2H_4) من رابطة سيجما ورابطة باي. تتكون رابطة سيجما عن طريق تداخل الأفلاك الرأسية الرأسية مباشرة بين ذرتي الكربون. وتكون ذرات الكربون قريبة جدًا بحيث تتداخل (جنبًا إلى جنب) أفلاك p المتجاورة مكونة رابطة باي. وهذا ينتج سحابة على شكل حلقة حول الرابطة سيجما.



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

قوة الروابط التساهمية

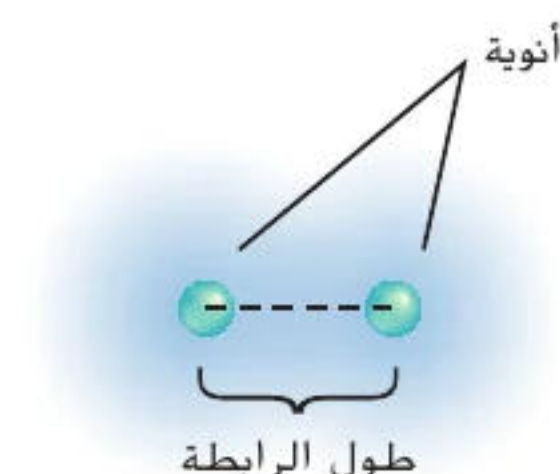
تذكر أن الرابطة التساهمية تشمل قوى تجاذب وتنافر. في أي جزيء، تجذب النوى والإلكترونات بعضها البعض، إلا أن النوى تتنافر مع النوى الأخرى وتتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى. عند اضطراب هذا التوازن من القوى، تنكسر أي رابطة تساهمية. ونظرًا لأن الروابط التساهمية تختلف في القوة، تنكسر بعض الروابط بسهولة 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 المشتركة، قصر طول الرابطة. يرتبط طول الرابطة مع قوتها أيضًا؛ فكلما كان طول الرابطة قصيرًا، زادت قوتها. ولهذا، تكون الرابطة الأحادية، كما في F_2 أضعف من الرابطة الثنائية كما في O_2 . وبالمثل تكون الرابطة الثنائية الموجودة في O_2 أضعف من الرابطة الثلاثية في N_2 .

✓ **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	$1.43 \times 10^{-10} \text{ m}$
O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10} \text{ m}$
N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10} \text{ m}$

■ **الشكل 10** طول الرابطة هو المسافة من منتصف نواة إلى منتصف النواة الأخرى للذرتين المترابطتين.





■ **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 CO₂. ولهذا، فإن احتراق الفحم هو تفاعل طارد للحرارة.

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

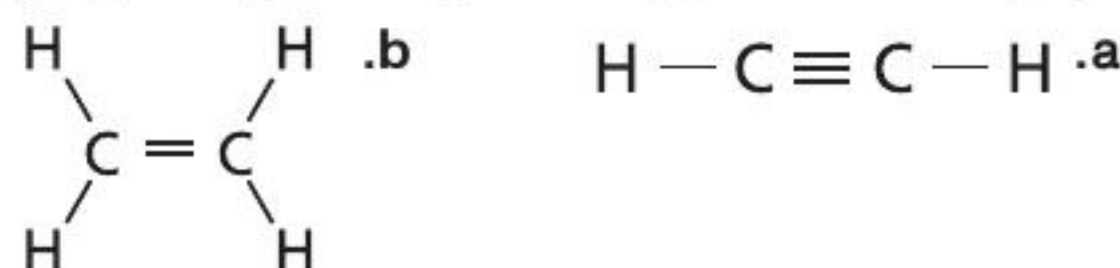
ويتم تحديد التغير الإجمالي في الطاقة لأي تفاعل كيميائي من طاقة الروابط المتفككة و المتكونة. يحدث **التفاعل الماص للحرارة** عندما يتطلب وجود كمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكثر من الكمية الناتجة عند تكوين الروابط الجديدة في النواتج. يحدث **التفاعل الطارد للحرارة** عند تُطلق كمية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

القسم 1 مراجعة

ملخص القسم

- تتكون الروابط التساهمية عندما تشارك الذرات زوجًا أو أكثر من الإلكترونات.
- تكوّن مشاركة زوجًا واحدًا واثنين وثلاثة من الإلكترونات رابطة تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية على التوالي.
- تتداخل الأفلوك مباشرة في روابط سيجما. تتداخل الأفلوك 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.

- الفكرة الرئيسية حدّد نوع الذرة التي تكوّن الروابط التساهمية بوجه عام.
- صِف كيف تنطبق قاعدة الثمانية على الروابط التساهمية.
- وضّح تكوّن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية باستخدام بنى لويس.
- قارن وبين الفرق بين الروابط الأيونية والروابط التساهمية.
- وضّح الفرق بين روابط سيجما وروابط باي.
- تطبيق صمّم 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.
- تنبّأ بطاقات تفكك الرابطة النسبية المطلوبة لكسر الروابط في بنى لويس أدناه.



تسمية الجزيئات

القسم 2

الفكرة الرئيسية تستخدم قواعد معينة عند تسمية المركبات الجزيئية الشائعة والأحماض الشائعة والأحماض الأكسجينية.

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.

الكيمياء في حياتك

تسمية المركبات الجزيئية الشائعة

تعرف العديد من المركبات الجزيئية بأسماء شائعة ولكن لها أيضا أسماء علمية تكشف عن تركيبها. لكتابة صيغ وأسماء الجزيئات، ستعتمد طرقا شبيهة بتلك الموصوفة للمركبات الأيونية.

ابدأ بالمركب الجزيئي الشائع. لاحظ أن المركب الجزيئي الشائع يتكون من ذرتين لافلزييتين. 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 الذرات المكونة لكل عنصر والموجودة في الصيغة.

الجدول 3 يحتوي على قائمة البادئات الأكثر استخداما. **هناك ذرتا**

نيتروجين وذرة 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 بدلاً من أحادي ، ثنائي ، ثلاثي ، رباعي ، خماسي على

الترتيب..

الأسئلة الرئيسية

- ما القواعد التي تتبعها في تسمية مركب جزيئي ثنائي من صيغته الجزيئية؟
- كيفية تسمية المحاليل الحمضية؟

مراجعة على المفردات

أيون أكسجيني **oxyanion**: أيون متعدد الذرات يتكون من عنصر (يكون لا فلزي غالباً) يرتبط مع ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين.

المفردات الجديدة

حمض أكسجيني **Oxyacid**



الجدول 3 البادئات في المركبات التساهمية

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

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

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

أولاً، قم بتسمية العناصر المشتركة في المركب.
 فوسفور
 أكسيد
 أكسيد الفوسفور
 الآن عدل الأسماء للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الجزيء.
خامس أكسيد ثنائي الفوسفور من الصيغة P_2O_5 . أنت تعلم أن ذرتي فوسفور وخمس ذرات أكسجين تكوّن جزيء المركب.
 العنصر الأول، الممثل بالحرف P، هو الفوسفور.
 العنصر الثاني في الصيغة، الممثل بالحرف O، هو الأكسجين. أضف المقطع -يد إلى جذر الأكسجين.
 ضم الاسمين.

3 قيم الإجابة

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

تطبيقات

اكتب اسم كل مركب من المركبات 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 سميت به باسمه الشائع، الماء. تذكر أن العديد من المركبات الأيونية 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 المركبات الجزيئية، مثل أكسيد النيتروز والماء، وتمت تسميتهم بأسماء شائعة قبل ظهور نظام الأسماء الحديث. ومن المركبات الثنائية التساهمية الأخرى المعروفة عموماً بأسمائها الشائعة غير الأسماء العلمية، الأمونيا (NH_3)، هيدرازين (N_2H_4)، وأكسيد النيتريك (NO).

✓ **التأكد من فهم النص تطبيق** ما الأسماء العلمية للأمونيا والهيدرازين وأكسيد النيتريك؟

تسمية الأحماض

بعض المحاليل المائية للجزيئات تكون حمضية وتسمى الأحماض. الأحماض هي مركبات هامة ولها خواص محددة. إذا كان مركب من المركبات ينتج أيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول فهو حمض. مثلاً، 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 بـ حمض الهيدروكلوريك.

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

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

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

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

الجدول 4 يبين كيف أن أسماء العديد من الأحماض الأكسجينية تخضع لهذه القواعد. لاحظ أن الهيدروجين في الحمض الأكسجيني ليس جزءاً من الاسم.

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

الجدول 5 صيغ وأسماء بعض المركبات التساهمية.		
الصيغة	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H ₂ O	الماء	أول أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH ₃	الأمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N ₂ H ₄	الهيدرازين	رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض المورياتيك	حمض الهيدروكلوريك
C ₉ H ₈ O ₄	أسبيرين	حمض الأسيتيل ساليسليك

لقد تعلّمت أن تسمية المركبات ذات الترابط التساهمي تخضع لمجموعات مختلفة من القواعد حسب بنية كل مركب. **الجدول 5** يلخص صيغ وأسماء العديد من المركبات التساهمية. لاحظ بأن الحمض، إن كان ثنائيًا أم أكسجينيًا، يمكن أن يكون له اسم شائع بالإضافة لاسم المركب الخاص به.

تطبيقات

اكتب أسماء الأحماض التالية:

19. HClO₃ 20. HI 21. HClO₂ 22. H₂SO₄ 23. H₂S

24. تحدّي ما صيغة حمض البيروديك؟

كتابة الصيغ انطلاقًا من الأسماء

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

يمكن اشتقاق صيغة حمض ما من اسمه، من المفيد أن 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 مركب من المركبات التالية:

25. كلوريد الفضة

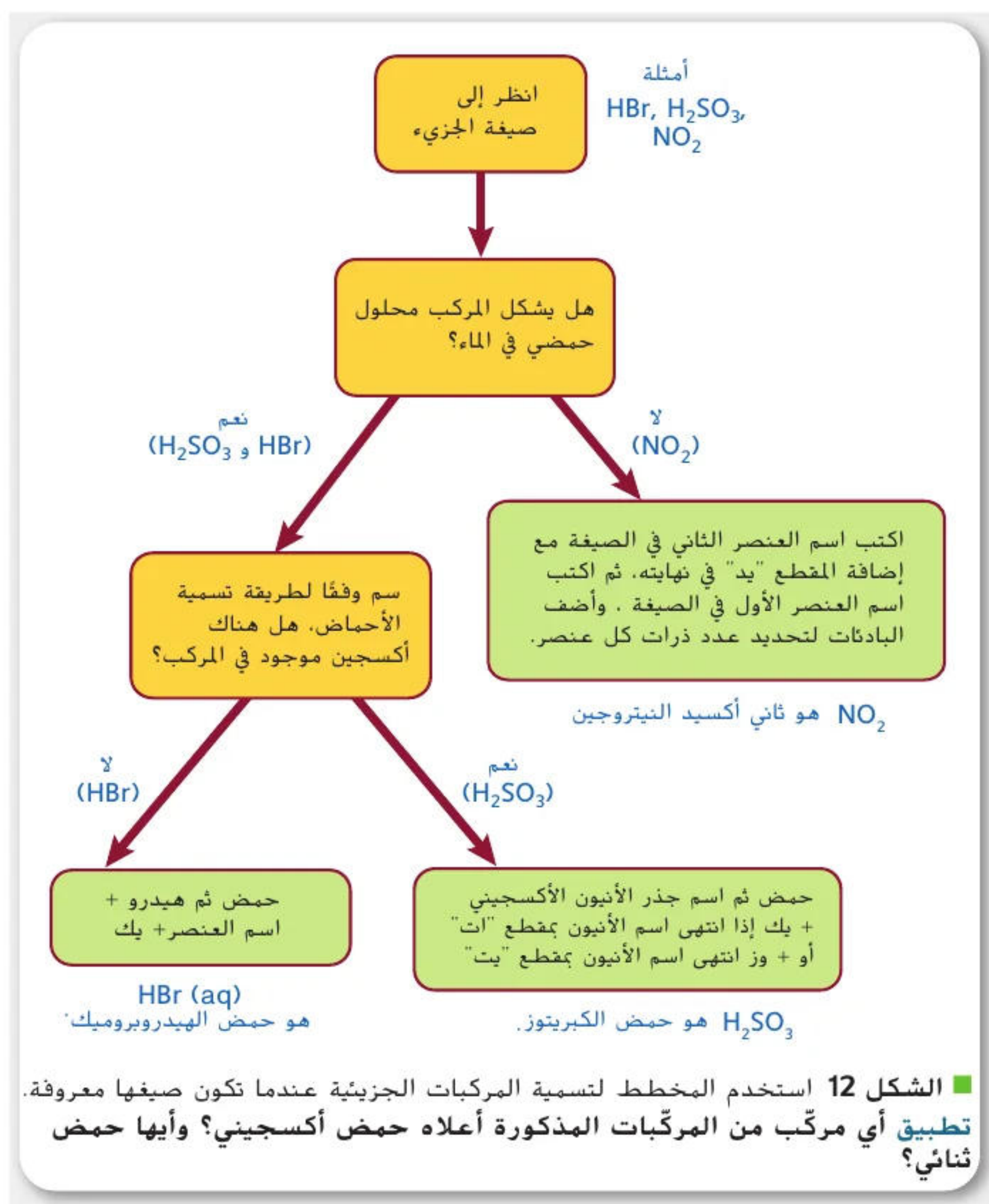
26. أول أكسيد ثنائي الهيدروجين

27. ثالث فلوريد الكلور

28. ثالث أكسيد ثنائي الفوسفور

29. عاشر فلوريد ثنائي الكبريت

30. تحدّي ما صيغة حمض الكربونيك؟



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 النص في كل مرحلة من مراحل المخطط على صيغة المركب الذي ترغب في تسميته.

القسم 2 مراجعة

ملخص 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 لخص قواعد تسمية المركبات الجزيئية الثنائية.

32. عرّف المركب الجزيئي الثنائي.

33. صف الفرق بين الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني.

34. طبق صف كيف يمكنك تسمية الجزيء N₂O₄ باستخدام نظام قواعد تسمية المركبات الجزيئية.

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

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

- ثالث أكسيد ثنائي النيتروجين
- أول أكسيد النيتروجين
- حمض الكلوريك
- حمض الكبريتيك
- حمض الكبريتوز

التركيب البنائي للجزيئات

القسم 3

الفكرة الرئيسة تظهر الصيغ البنائية الأماكن النسبية للذرات داخل الجزيء.

عندما كنت طفلاً ربما لعبت بالمكعبات البلاستيكية التي ترتبط ببعضها فقط بطرق معينة. وإذا حدث ذلك، فربما لاحظت أن شكل الجسم الذي بنيته يعتمد على طرق محدودة تترايط بها المكعبات. وبمثل هذه الطريقة يتم بناء الجزيئات من الذرات.

الكيمياء في حياتك

الصيغ البنائية

درست سابقاً 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. ولاحظ 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.

الأسئلة الرئيسة

- ما الخطوات الرئيسة 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



■ الشكل 13 يمكن استخدام جميع هذه النماذج لإظهار المواقع النسبية للذرات والإلكترونات الموجودة في جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).
قارن وبين الفرق بين أنواع المعلومات الموجودة في كل نموذج.

PH₃
صيغة جزيئية

H - P̣ - H
|
H
بنية لويس

النموذج الجزيئي
ملئ الفراغ

H - P - H
|
H
صيغة بنائية

نموذج الكرة
والعصا الجزيئي

بُنى لويس على الرغم من أنه يسهل نسبياً رسم بُنى لويس لمعظم المركبات المكوّنة من اللافلزات، فإنها فكرة جيدة أن تتبع إجراءً منتظماً. عندما تحتاج إلى رسم بنية لويس، اتّبع الخطوات الموضحة في استراتيجية حل المشكلات.

استراتيجيات حل المشكلات

رسم بنية لويس

1. تنبأ بموقع ذرات محددة.

ستكون الذرة التي لها أقل قوة جذب تجاه الإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. هذا العنصر هو غالباً العنصر الأقرب للجانب الأيسر من الجدول الدوري. تقع الذرة المركزية في وسط الجزيء؛ وتُصبح جميع الذرات الأخرى ذرات طرفية.

الهيدروجين دائماً ذرة طرفية. ونظراً 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 المتبقية أزواجاً غير مرتبطة وأيضاً أزواجاً 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 الأزواج غير المرتبطة في الذرات الطرفية إلى رابطة ثلاثية أو ثنائية بين الذرة الطرفية والذرة المركزية. وتظل هذه الأزواج مرتبطة بالذرة الطرفية وأيضاً بالذرة المركزية. تذكر أن ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت تكون غالباً روابط ثنائية وثلاثية.

تطبيق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3 و 4 و 5 لمعرفة كيفية تطبيق خطوات استراتيجية حل المشكلات.



مثال 3

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

1 حل المسألة

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.

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

حدد إجمالي عدد أزواج الترابط. لتحقيق ذلك، قسم العدد المتوفر من الإلكترونات على اثنين.

يتوفر أربع أزواج من الإلكترونات للترابط.



حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

4 أزواج إجمالي - 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 الهيدروجين يكون لها رابطة واحدة فقط، فليس لديها أزواج غير مرتبطة.



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 BH₃.

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

مثال 4

بنية لويس للمركب التساهمي ذي الروابط المتعددة
ثاني أكسيد الكربون هو ناتج التنفس الخلوي. ارسـم بنية لويس لثاني أكسيد الكربون (CO₂).

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

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

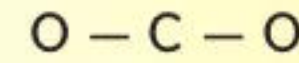
يتوفر 16 إلكترون تكافؤ للربط.

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

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

تتوفر ثمانية أزواج من الإلكترونات للترابط.

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

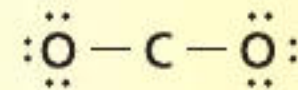


حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية. اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط
من إجمالي عدد أزواج الإلكترونات المتوفرة.

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

8 أزواج إجمالي - زوجين مستخدم
= 6 أزواج متبقية

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة
أكسجين طرفية.



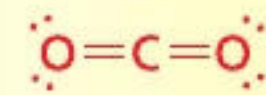
حدد عدد أزواج الإلكترونات المتبقية.

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج
المتوفرة.

6 أزواج متوفرة - 6 أزواج مستخدمة
= 0 زوج متبقي

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 يكون الجزيء 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. ارسـم بنية لويس للإيثيلين، C₂H₄.

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

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 بنية 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 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ المتوفرة للترابط.

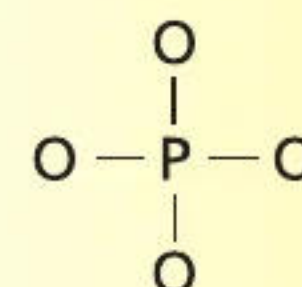
$$1 \text{ P atom} \times \frac{5 \text{ valence electrons}}{\text{P atom}} + 4 \text{ O atoms} \times \frac{6 \text{ valence electron}}{\text{O atom}}$$

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

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

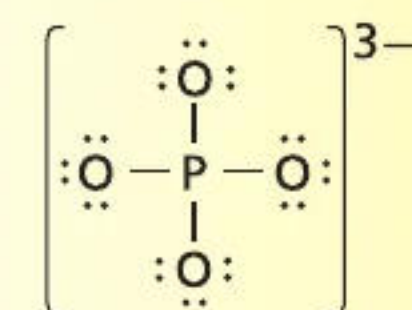
حدد إجمالي عدد أزواج الترابط.

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



16 زوج متوفر - 4 أزواج مستخدمة = 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

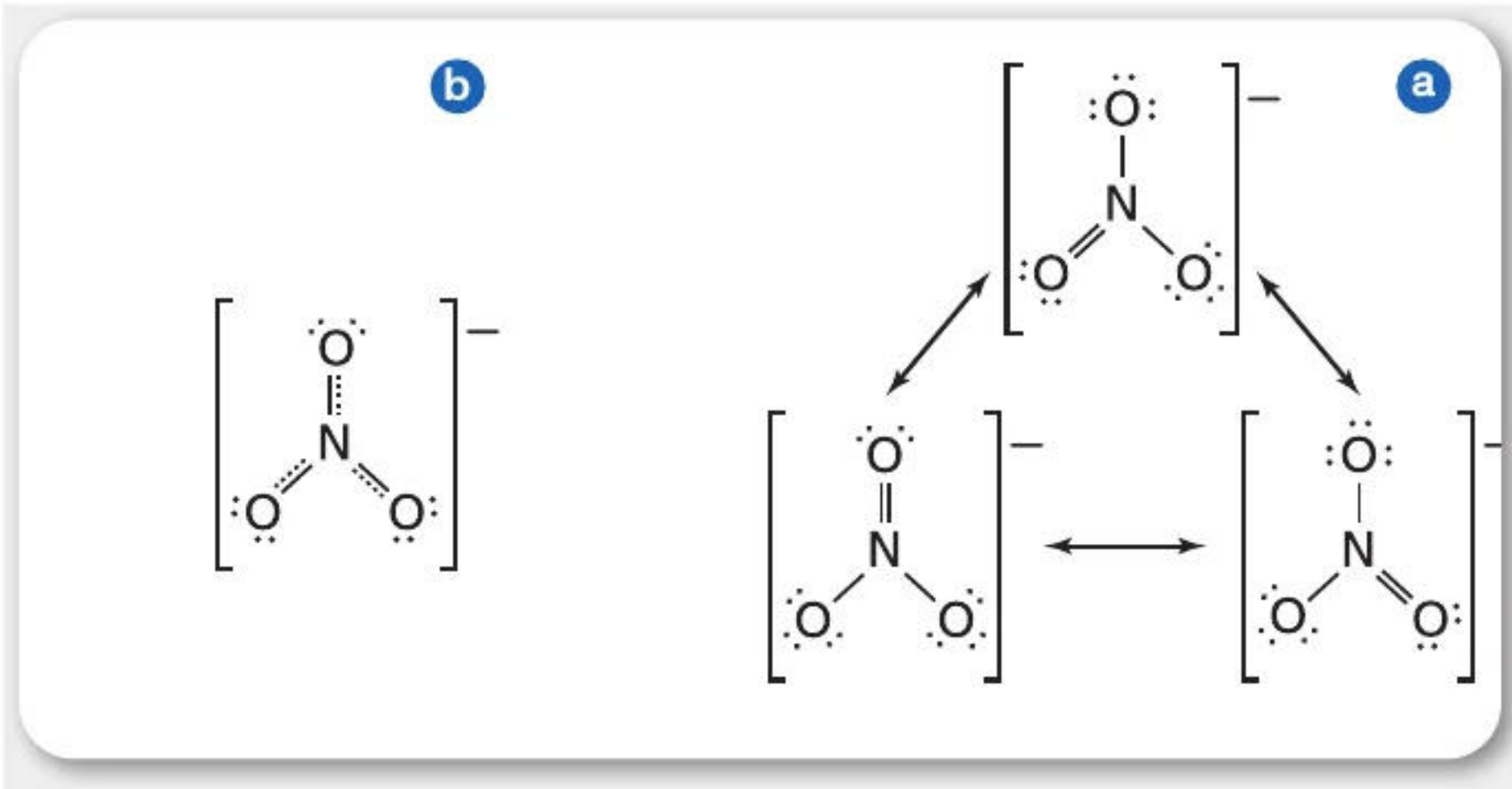
الفوسفور والنيتروجين



انتشار الطحالب تعتمد نمو الطحالب

على الفوسفور والنيتروجين. ويمكن للعنصرين أن يدخلوا 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 مكونة طبقة سميكة من الطين اللزج الأخضر على سطح الماء. عندما تستهلك الطحالب الإمداد من المغذيات، فإنها تموت وتحلل. تقلل هذه العملية مقدار الأكسجين المذاب في الماء والمتوفر للأحياء المائية الأخرى.

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



تراكيب الرنين

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

الرنين هي حالة تحدث عندما تكتب أكثر من بنية لويس صحيحة لجزيء أو أيون. يُشار إلى بنيتين أو أكثر من بُنى لويس التي تمثل جزيء مفرد أو أيون على 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 متعددة الذرات SO_3^{2-} و CO_3^{2-} و NO_2^- و 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 تجريبياً 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-} .

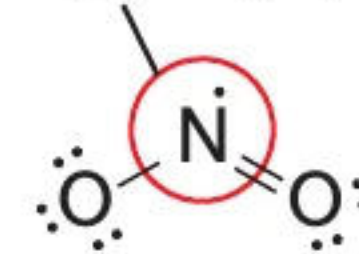
استثناءات لقاعدة الثمانية

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 و NO هما مثالان آخرين على الجزيئات التي لها أعداد فردية من إلكترونات التكافؤ.

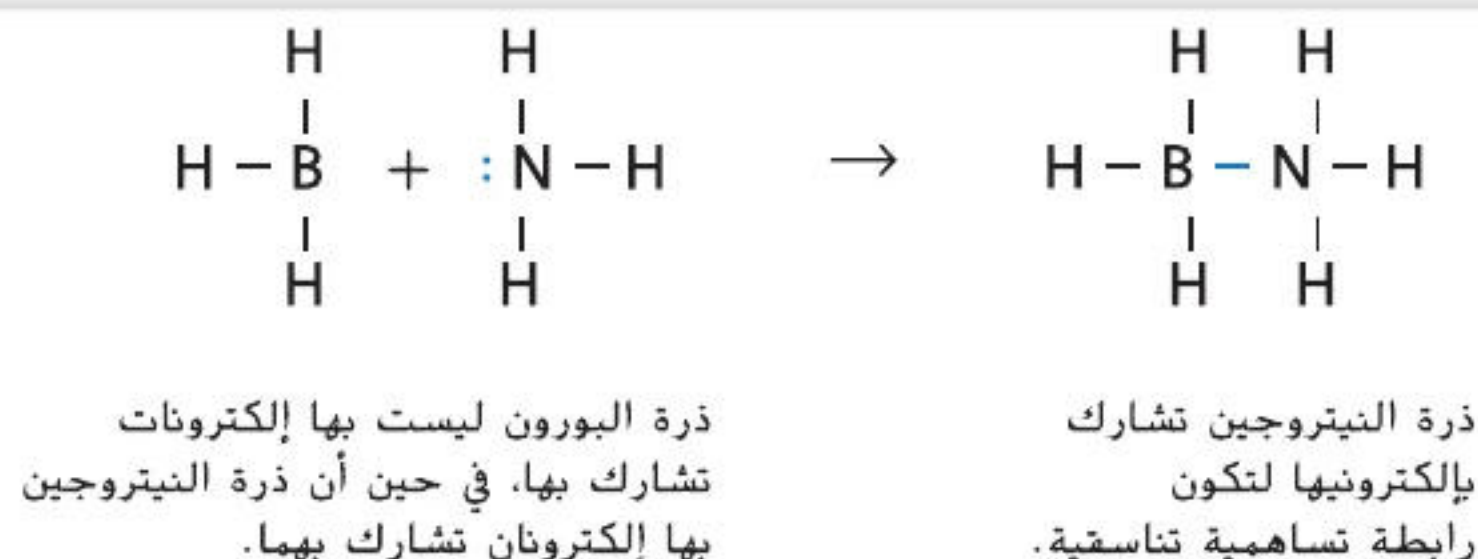
■ **الشكل 15** لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في مركب NO_2 قاعدة الثمانية؛ حيث إن ذرة النيتروجين لها فقط سبعة إلكترونات في مستوى الطاقة الخارجي الخاص بها.

قاعدة الثمانية غير مكتملة

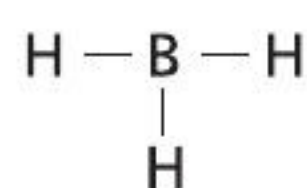


■ **الشكل 16** في هذا التفاعل بين ثالث هيدريد البورون (BH_3) والأمونيا (NH_3). تمنح ذرة النيتروجين الإلكترونين اللذين يتشارك بهما البورون والنيتروجين مكونة رابطة تساهمية تناسقية.

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 نسبياً، ويُعد BH_3 مثالا على ذلك. البورون، شبه فلز يقع في المجموعة 13 يكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لافلزية أخرى.



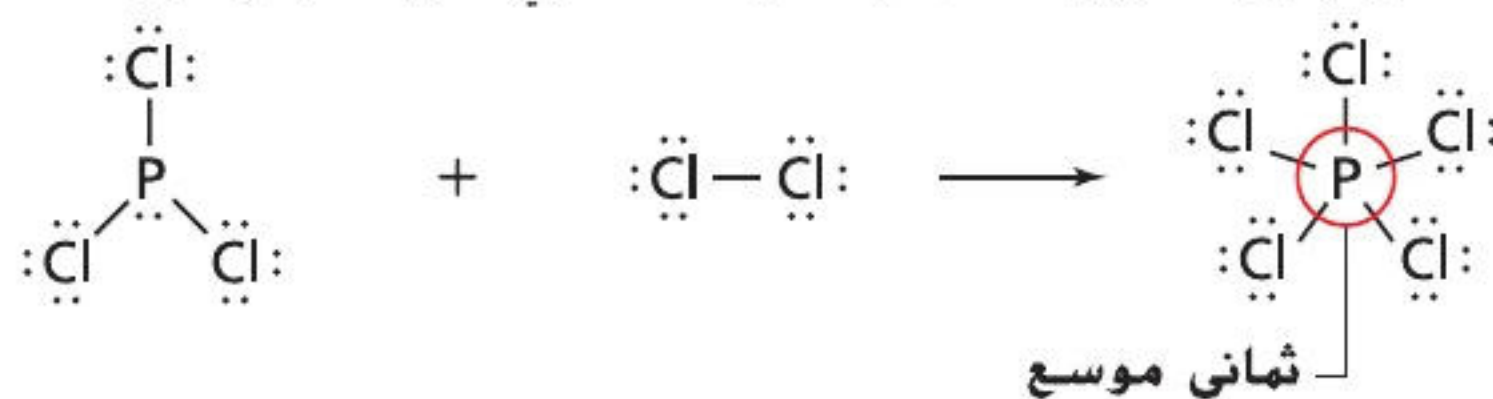
تشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط - أي لا تتبع قاعدة الثمانية، تميل مثل هذه المركبات إلى أن تكون نشطة كيميائياً ويمكن أن تستقبل زوجاً من الإلكترونات التي تتبرع بها ذرة أخرى.

تتكون رابطة تساهمية تناسقية عندما تمنح ذرة واحدة الإلكترونين لتصبح مشتركة مع أي ذرة أو أيون يحتاج إلى إلكترونين لتكوّن ترتيباً إلكترونياً مستقرًا مع طاقة 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 و Cl_2 ، فإن كل ذرة متفاعلة تتبع قاعدة الثمانية. بعد التفاعل، يكون للناتج PCl_5 ثمانيات موسعة تحتوي على عشرة إلكترونات.



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 (XeF₄).

1 حل المسألة

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

2 حساب المجهول

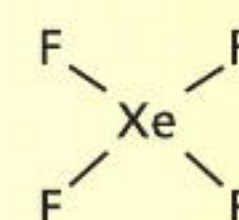
أولاً، ابحث عن إجمالي عدد إلكترونات التكافؤ.

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

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

حدد إجمالي عدد أزواج الربط.

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



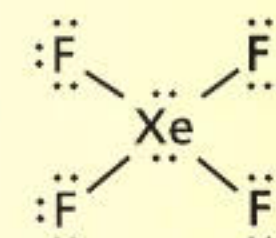
حدد عدد الأزواج المتبقية

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

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

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

ضع الزوجين المتبقين على ذرة الزينون المركزية.



3 تقييم الإجابة

تغطي هذه البنية ذرة الزينون 12 إلكترونًا وذلك وفقًا لقاعدة الثمانية الموسعة. مركبات الزينون، مثل XeF₄ المعروضة هنا، سامة لأنها نشطة كيميائيًا للغاية.

تطبيقات

ارسم بنية لويس وفقًا لقاعدة الثمانية الموسعة لكل جزيء.

47. ClF₃

48. PCl₅

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 صف المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية.

51. حدّد الخطوات المستخدمة لرسم بنية لويس.

52. لخص استثناءات قاعدة الثمانية عن طريق عمل أزواج بين الجزيئات والعبارات التالية: العدد الفردي للإلكترونات التكافؤ، PCl₅ و ClO₂ و BH₃ وقاعدة ثمانية موسعة وأقل من قاعدة الثمانية.

53. قيم 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 (N₂O).

55. ارسم بُنى لويس لكل من CN⁻ و SiF₄ و HCO₃⁻ و AsF₆⁻.

الشكل الهندسي للجزيئات

القسم 4

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

هل قمت يوماً بفرك بالونين على شعرك
لتوليد شحنة كهربائية ساكنة عليهما؟ إذا
قاربت البالونين من بعضهما، فإن شحنتيهما
المتشابهتين تتسببان في تنافرها. الأشكال
الجزيئية تتأثر أيضاً بقوة التنافر الكهربائية.

الكيمياء في حياتك

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR

يحدد شكل الجزيء الكثير من خصائصه الكيميائية و الفيزيائية. غالباً ما تحدد أشكال الجزيئات المتفاعلة ما إذا كان بالإمكان الاقتراب من بعضها بما فيه الكفاية لتتفاعل في ما بينها. كثافة الإلكترونات المُشكّلة 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 Shell Electron Pair Repulsion 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 معاً، 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 شكلاً 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 اعتماداً على VSEPR مدعومة بأدلة تجريبية.

أزواج الإلكترونات غير المشتركة هي أيضاً مهمة في تحديد شكل الجزيء. تشغل هذه الإلكترونات أفلاك أكبر قليلاً من الإلكترونات المشتركة. وبناءً على ذلك، يتم دفع أفلاك الروابط المشتركة معاً بواسطة الأزواج غير المشتركة.

الأسئلة الرئيسية

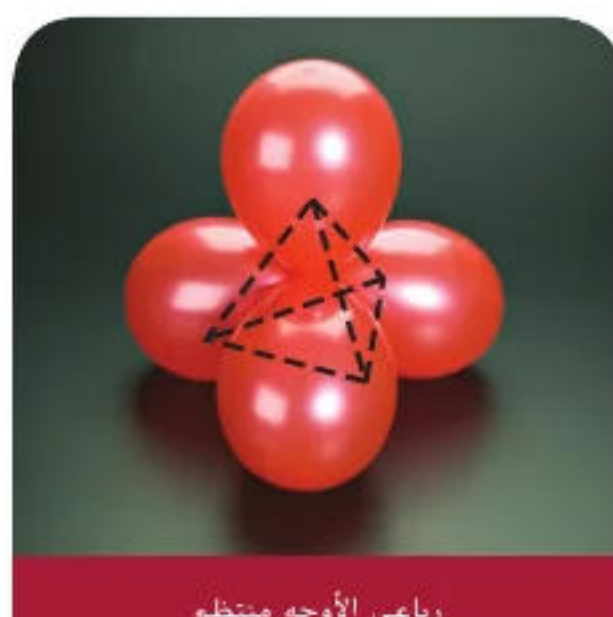
- ما هي نظرية VSEPR
- كيف يمكنك استعمال نموذج VSEPR لتوقع شكل وزوايا الربط في جزيء؟
- ما التهجين؟

مراجعة المفردات

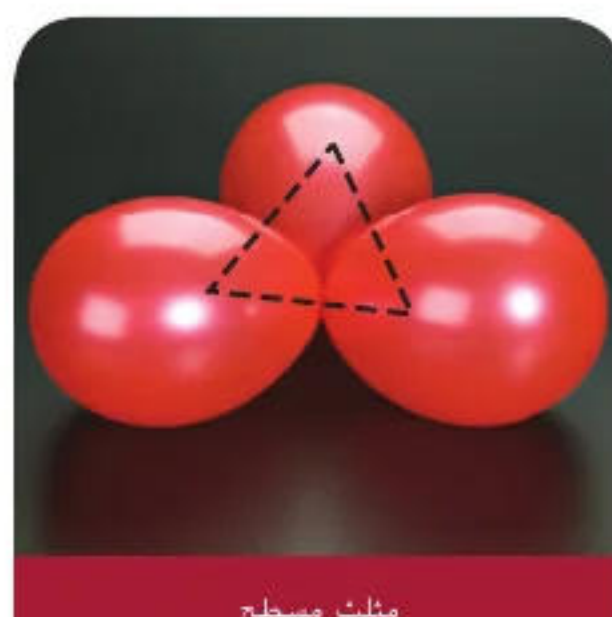
الفلك الذري: المنطقة حول نواة الذرة التي تحدد المكان المحتمل لتواجد الكترون

المفردات الجديدة

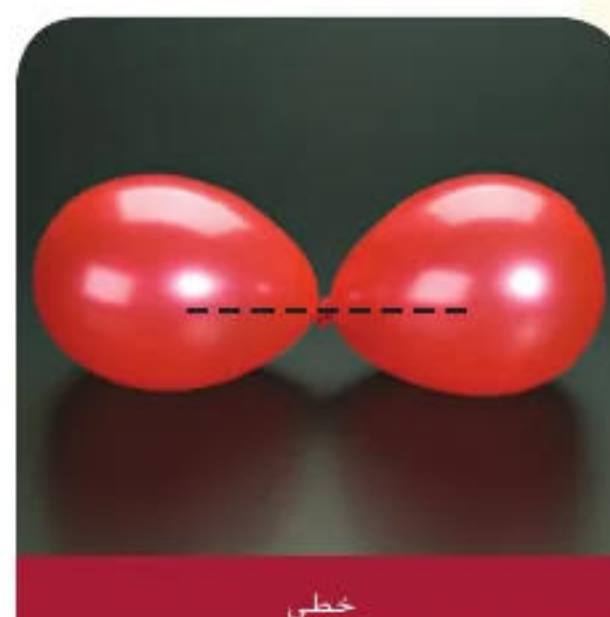
نموذج VSEPR model التهجين
hybridization



رباعي الأوجه منتظم



مثلث مسطح



خطي

■ الشكل 18 تكون أزواج الإلكترونات في جزيء متموضعة أبعد ما يُمكن، تماماً كما هذه البالونات مرتبة. زوجان يشكلان شكلاً خطياً. ثلاثة أزواج تشكل مثلث مسطح. أربعة أزواج تشكل رباعي الأوجه منتظم.

شكل جزيئات الطعام مهمة بالنسبة لحاسة الذوق عندنا. فسطح لسانك تغطيه براعم التذوق، كل منها يضم من 50 إلى 100 خلية مستقبلية للذوق. ويمكن للخلايا المستقبلية للذوق التعرف على خمسة أذواق مختلفة - الحلو، المر، المالح، الحامض، و اللذيذ (مذاق جلوتومات الصوديوم الأحادية) - لكن كل خلية مستقبلية 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 مستقبلية 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 مستقبلية 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 تبين بعض الأشكال الجزيئية الشائعة في الجدول 6.

التهجين

ينتج التهجين 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 إلكترونات تكافؤ مع الترتيب الإلكتروني $[\text{He}]2s^2 2p^2$ يمكنك أن تتوقع 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 خضوعاً 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.

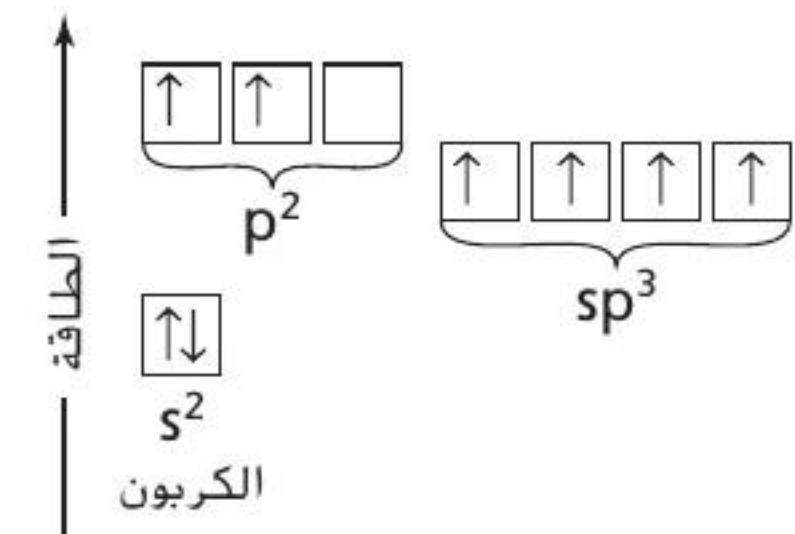
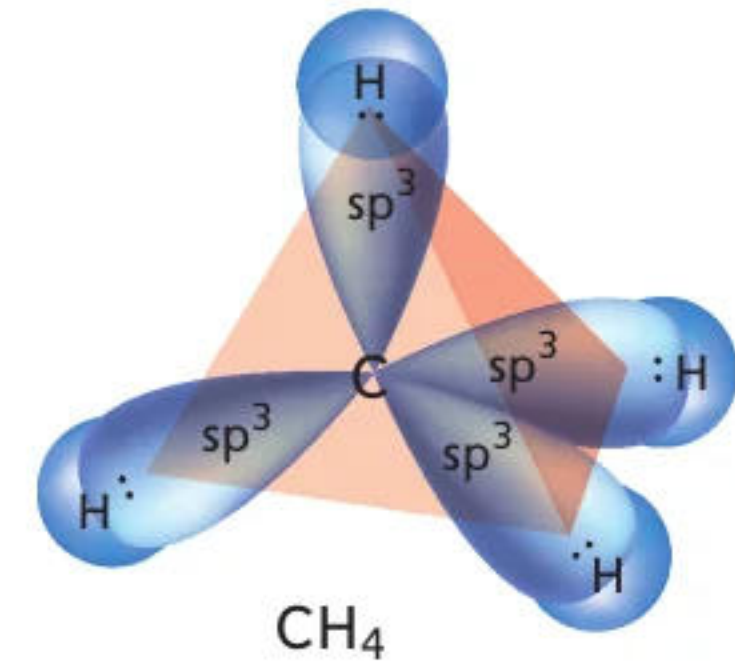
التأكد من فهم النص أذكر عدد الإلكترونات التي تتوفر للترابط في تهجين sp^3 .



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. وفقاً 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 ؟



الجدول 6 أشكال الجزيئات

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 رابطتين 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.

الجزيء	مجموع الأزواج	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المشتركة	أفلاك التهجين	شكل الجزيء*
BeCl_2	2	2	0	sp	خطي 180°
AlCl_3	3	3	0	sp^2	مثلث مسطح 120°
CH_4	4	4	0	sp^3	رباعي الأوجه 109.5°
NH_3	4	3	1	sp^3	هرم ثلاثي 107.3°
H_2O	4	2	2	sp^3	منحني 104.5°
NbBr_5	5	5	0	sp^3d	هرم مزدوج ثلاثي 90° و 120°
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	ثماني الأوجه 90°

*الكرات تمثل الذرات، الأعمود تمثل الروابط، و الفصوص تمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

أوجد 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.

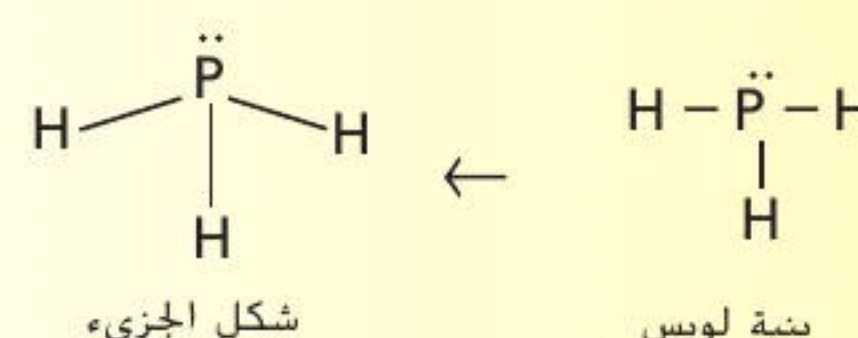
2 حساب المجهول

أوجد العدد الكلي للإلكترونات التكافؤ وعدد الأزواج المتوفرة.

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

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

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.



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

بنية لويس

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. OCI_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 كلاً من شكل وزوايا الربط في الجزيء.
- يفسر التهجين أشكال الجزيئات المعروفة من خلال وجود أفلاك مهجنة متطابقة.

61. الفكرة الرئيسة لخص نظرية VSEPR.

62. عرّف المصطلح زاوية الربط.

63. صف كيف أن وجود زوج من الإلكترونات 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.

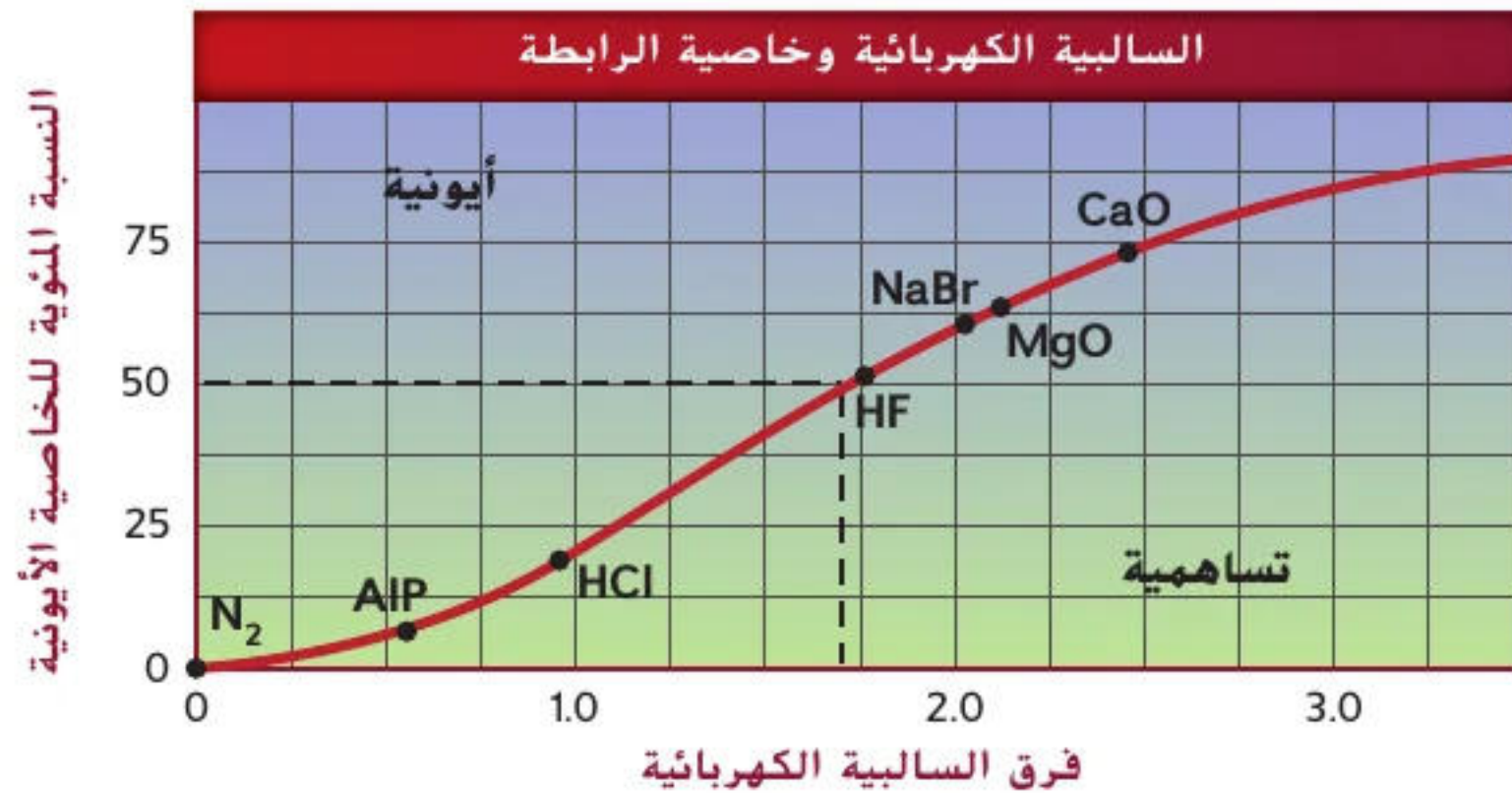
67. سجّل في جدول، بنية لويس، شكل الجزيء، زاوية الربط، نوع التهجين للجزيئات التالية CS_2 ، CCl_2F_2 ، H_2Se ، CH_2O ، NCl_3 .

الجدول 7 فرق السالبة الكهربائية وخواص الرابطة	
خاصية الرابطة	فرق السالبة الكهربائية
أيونية غالبًا	> 1.7
تساهمية قطبية	$0.4 - 1.7$
تساهمية غالبًا	< 0.4
تساهمية غير قطبية	0

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 السالبة الكهربائية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق السالبة الكهربائية بين ذرتين متماثلتين صفرًا — وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتعد هذا الرابطة تساهمية غير قطبية أو تساهمية صرفة. وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم سالبة 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 السالبة الكهربائية بين الذرات المترابطة، ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى مما يؤدي إلى تكوين رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة إذا كانت أيونية أو تساهمية. إذا كان فرق السالبة الكهربائية هو 1.70، فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% تساهمية وبنسبة 50% أيونية. وكلما زاد فرق السالبة الكهربائية، زادت الخاصية الأيونية للرابطة. وعادةً تتكون الروابط الأيونية عندما يكون فرق السالبة الكهربائية أكبر من 1.70. ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع ملاحظات التجارب التي يرتبط فيها لافلزان مغًا. يلخص الشكل 21 مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما نسبة أيونية الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتين فرق السالبة الكهربائية بينهما 2.00؟ وأين سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

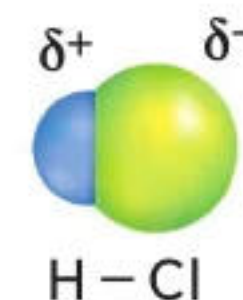
✓ **التأكد من فهم النص** حلّل ما نسبة أيونية الرابطة التساهمية الصرفة؟



■ **الشكل 21** يوضح هذا الرسم البياني أن الفرق في السالبة الكهربائية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الخاصية الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

✓ **اختبار الرسم البياني** حدّد نسبة الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

3.16 = Cl	السالبية الكهربائية
2.20 = H	السالبية الكهربائية
0.96 =	الفرق



■ **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 غالباً ما تكون أكبر منها مع ذرة الهيدروجين. وتستخدم 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 للإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها. وتُشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى. فعلى الرغم من إمساك كل منهما بالحبل، إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية، تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات. لذا يكون الوقت الذي تمضيه الإلكترونات حول هذه الذرة أطول منه حول الذرة الأخرى. وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي 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^- و δ^+ 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. وغالباً ما تُعرف الرابطة القطبية الناتجة بأنها (ثنائية القطب).

القطبية الجزيئية تُكوّن الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية؛ ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخواص المميّزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي. إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب إلى المجال الكهربائي. ولأن الجزيئات القطبية ثنائية القطب ولها شحنات جزئية عند أطرافها، تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية. وينتج عن ذلك تأثير 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. ووفقاً للبيانات الموضحة في **الشكل 20**، فإن الفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24، والفرق في السالبية الكهربائية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0.61. وبسبب وجود اختلاف في السالبية الكهربائية، فإن الرابطة $H-O$ والرابطة $C-Cl$ رابطتان تساهميتان قطبيتان.

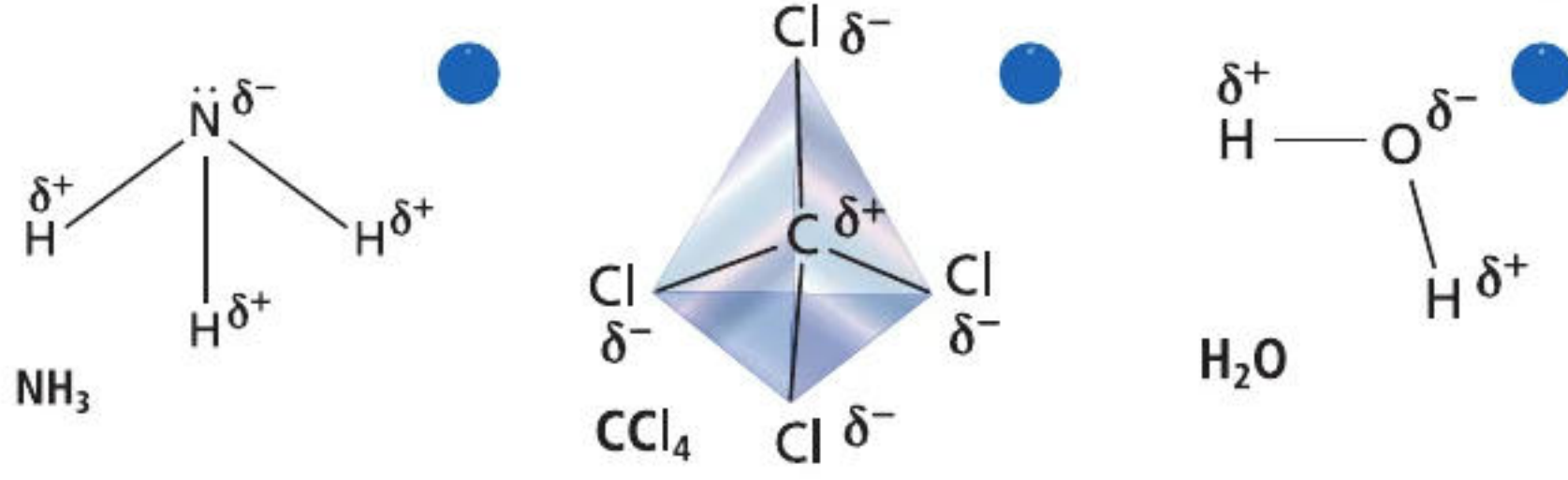


ووفقاً للصيغ الجزيئية، نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية. ولكن جزيء الماء وحده هو جزيء قطبي. لِمَ قد يكون جزيء واحد ذو روابط تساهمية قطبية جزيئاً قطبياً، بينما يكون الجزيء الآخر ذو الروابط التساهمية القطبية جزيئاً غير قطبي؟ تكمن الإجابة في أشكال الجزيئات.

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.

■ الشكل 23 يحدّد شكلُ الجزيء قطبيته.



ينتج عن شكل جزيء الأمونيا غير المتناظر عدم التساوي في توزيع الشحنات، لذا يكون الجزيء قطبيًا.

ينتج عن تناظر جزيء CCl_4 تساوي في توزيع الشحنات، لذا يكون الجزيء غير قطبي.

يجعل الشكل المنحني جزيء الماء قطبيًا.

يكون شكل جزيء H_2O ، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR، منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية، كما هو موضح في الشكل 23a. ولأن روابط $\text{H}-\text{O}$ 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 مبين 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 الجزيئية 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 $\text{N}-\text{H}$ تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنات غير متساو لأن الجزيء غير متناظر. 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 القطبية، مثل الماء، جزيئات قطبية. كما هو موضح في هذه الصورة، لا تختلط المواد القطبية وغير القطبية عادة.

استدّل هل يكفي الماء وحده لتنظيف قطعة قماش من الزيت؟

خواص المركبات التساهمية

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما نفس المظهر. لكن تختلف خواص هذين المركبين عند التسخين. فالملاح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجة حرارة منخفضة نسبياً. 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 نسبياً. 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.

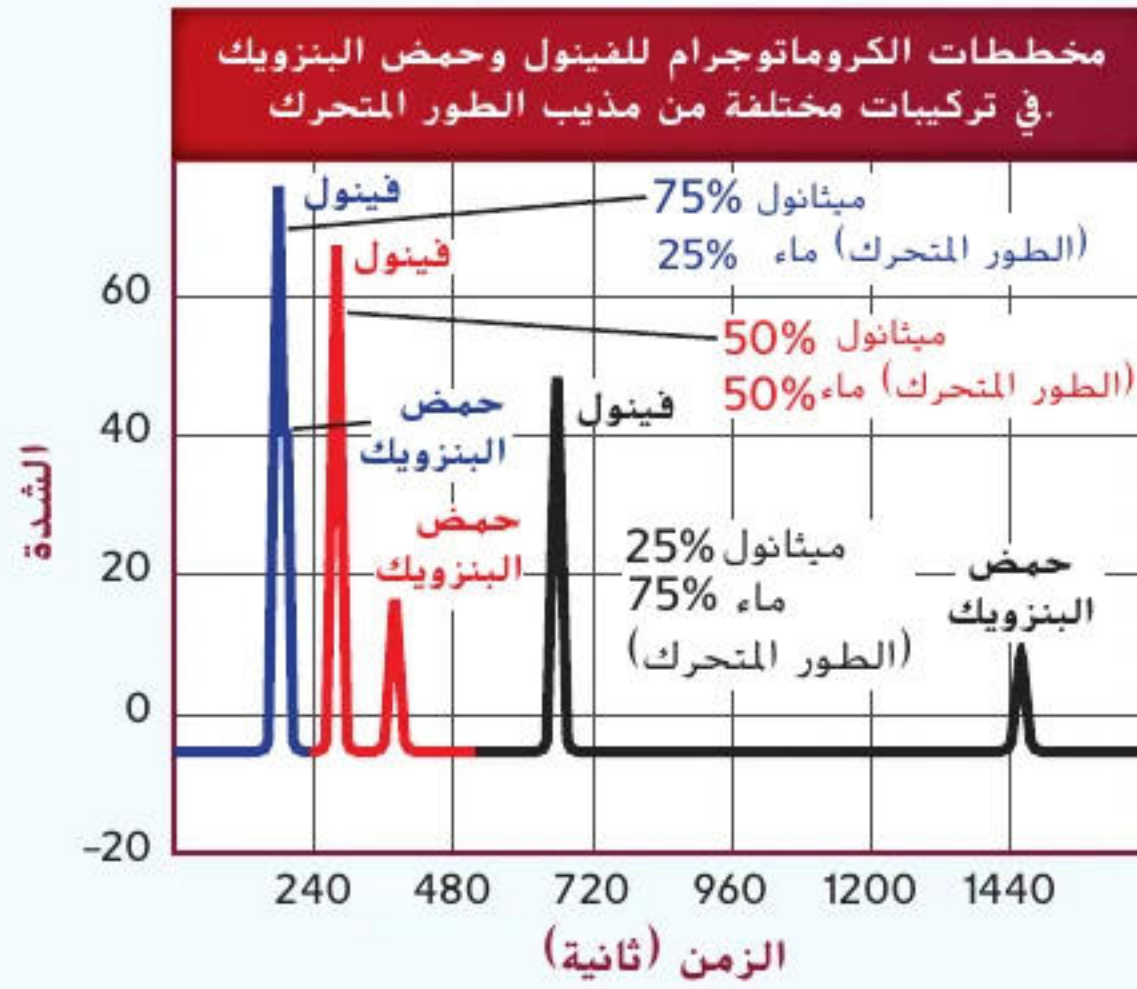
هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئية. منها القوة الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تُسمى قوة التشتت، أو ثنائية القطب المستحث، وكذلك القوة بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئين القطبيين والتي تُسمى القوى ثنائية القطب. كلما زادت قطبية الجزيء، زادت القوة ثنائية القطب. أما القوة الثالثة فهي 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

استناداً إلى بيانات حقيقية*

تفسير البيانات

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.

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.

التفكير الناقد

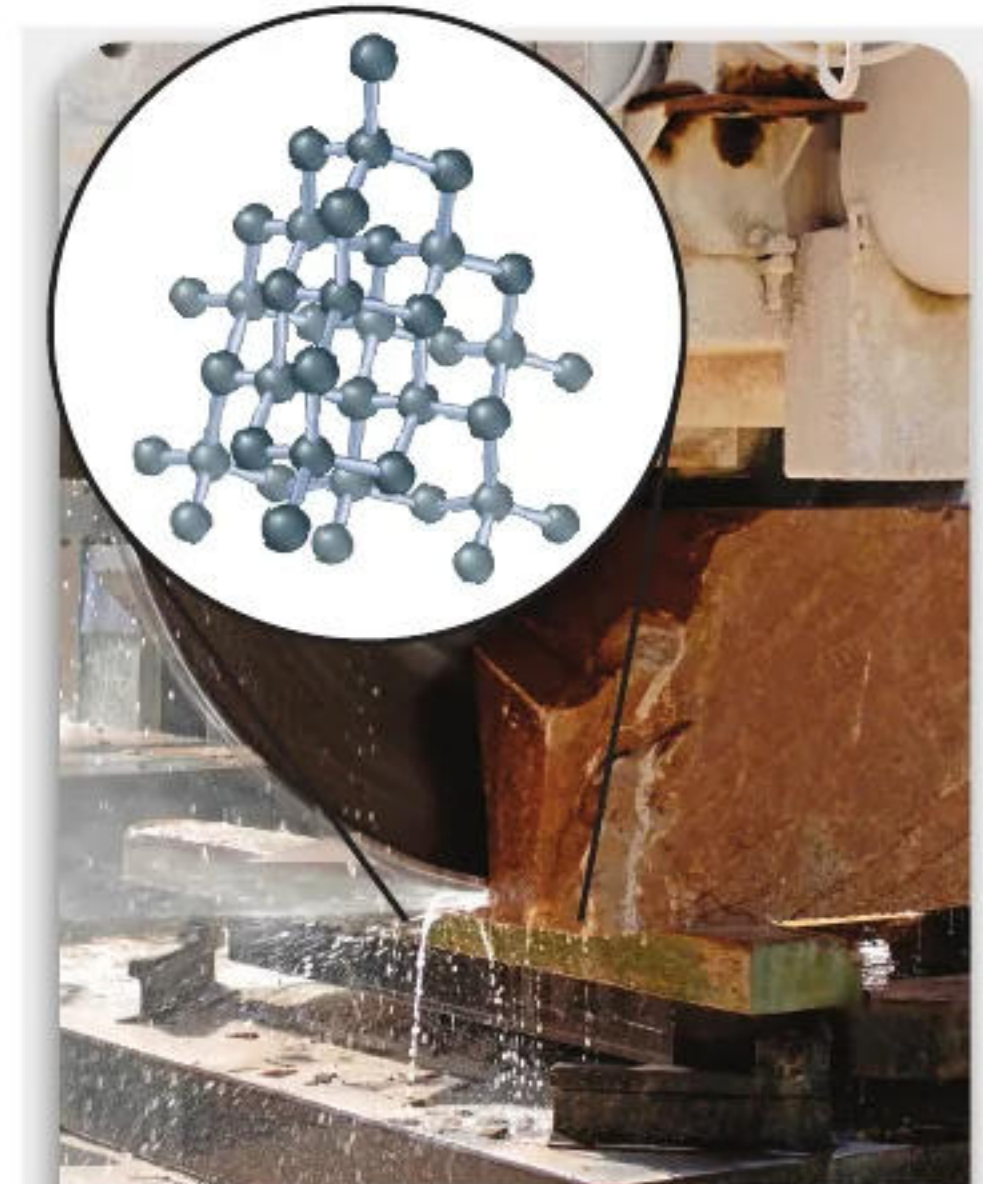
1. فسر اختلاف أزمنة البقاء في المحلول المبينة على الكروماتوجرام.
2. استدلّ من الرسم البياني هل المادة التي كميتها كبيرة هي حمض البنزويك أم الفينول. فسر إجابتك.
3. استدلّ أي المكونات في الخليط لها جزيئات ذات قطبية أعلى.
4. حدّد تركيب الطور المتحرك الأكثر كفاءة (من تلك التركيبات التي تم اختبارها) لفصل الفينول عن حمض البنزويك. فسر إجابتك.

القوى والخواص تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى بين الجزيئية الضعيفة نسبياً التي تربط الجزيئات معاً. ولأن هذه القوى ضعيفة، تكون درجات انصهار المواد الجزيئية وجليانها منخفضة نسبياً مقارنة بالمواد الأيونية. وهذا يفسر سبب انصهار السكر بالتسخين المعتدل، في حين لا ينصهر الملح. كما تُفسّر 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) وثنائي أكسيد الكربون (CO_2) وكبريتيد الهيدروجين (H_2S). ولأن صلابة المواد تعتمد على القوى بين الجزيئية، يكون الكثير من الجزيئات التساهمية ليناً نسبياً في حالة الصلابة. يُعد البرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى مثلاً شائعاً للمواد الصلبة التساهمية.

تترتب الجزيئات في الحالة الصلبة لتكوّن 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، غالباً 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، يُشكّل نظاماً بلورياً شديد الترابط له درجة انصهار عالية جداً.



■ الشكل 25 عادة ما تستخدم المواد الصلبة الشبكية أدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة. تبين الصورة شفرة منشار مغلفة بالألماس لقطع الحجر.

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 بعضاً بقوى ضعيفة. أما في المادة الصلبة التساهمية الشبكية، ترتبط كل ذرة بذرات أخرى بروابط تساهمية.

68. الفكرة الرئيسة لخص كيف يؤثر فرق السالبية الكهربائية في خواص الرابطة.

69. صف الرابطة التساهمية القطبية.

70. صف الجزيء القطبي.

71. اذكر ثلاثاً من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.

72. صنف أنواع الروابط مستخدماً الفرق في السالبية الكهربائية.

73. عمّم صف الخواص العامة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

74. توقع نوع الرابطة التي ستتكوّن 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 قطبياً أم غير قطبي: SCl_2 و CS_2 و CF_4 .

76. حدّد ما إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبياً أم غير قطبي.

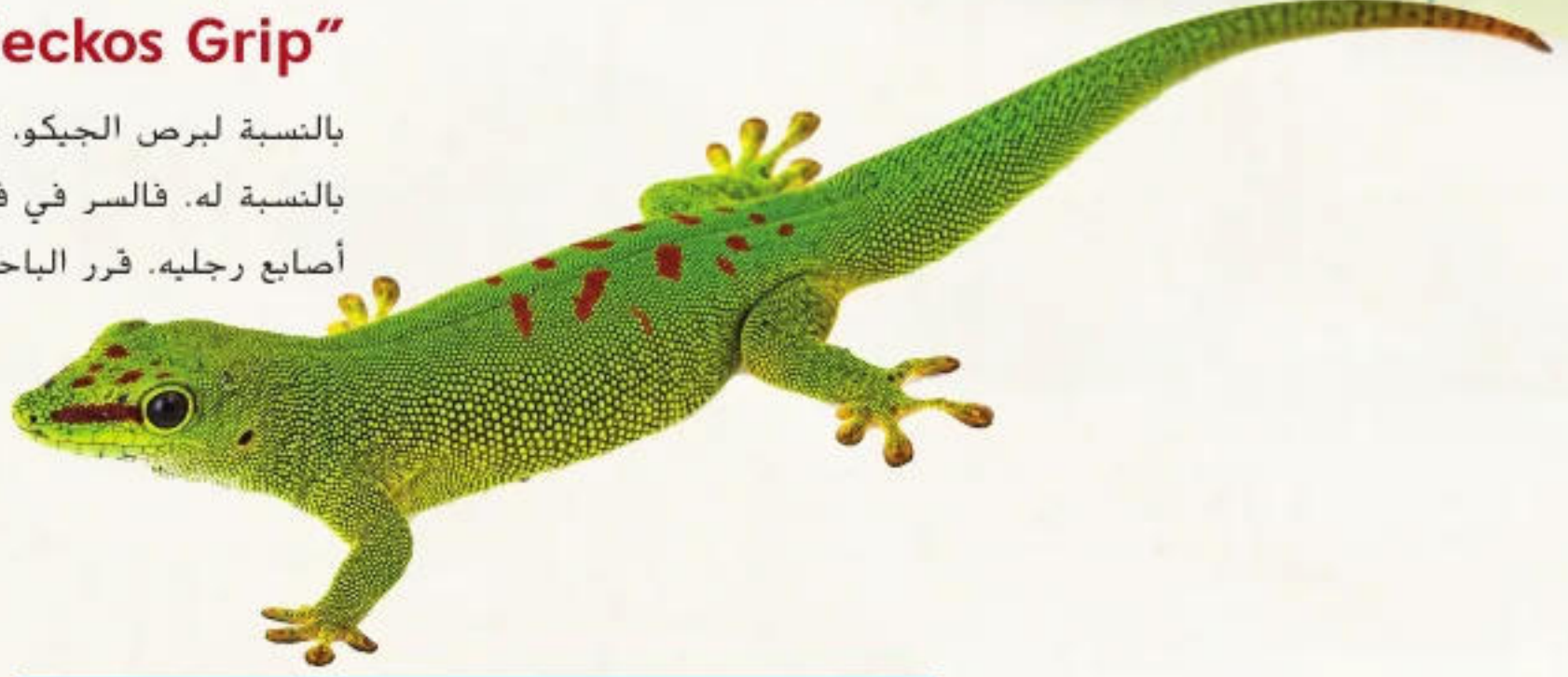
77. ارسم بنية لويس لكل من الجزيئين SF_4 و SF_6 . حلّل كل شكل لتحديد هل

الجزيء قطبي أم غير قطبي.

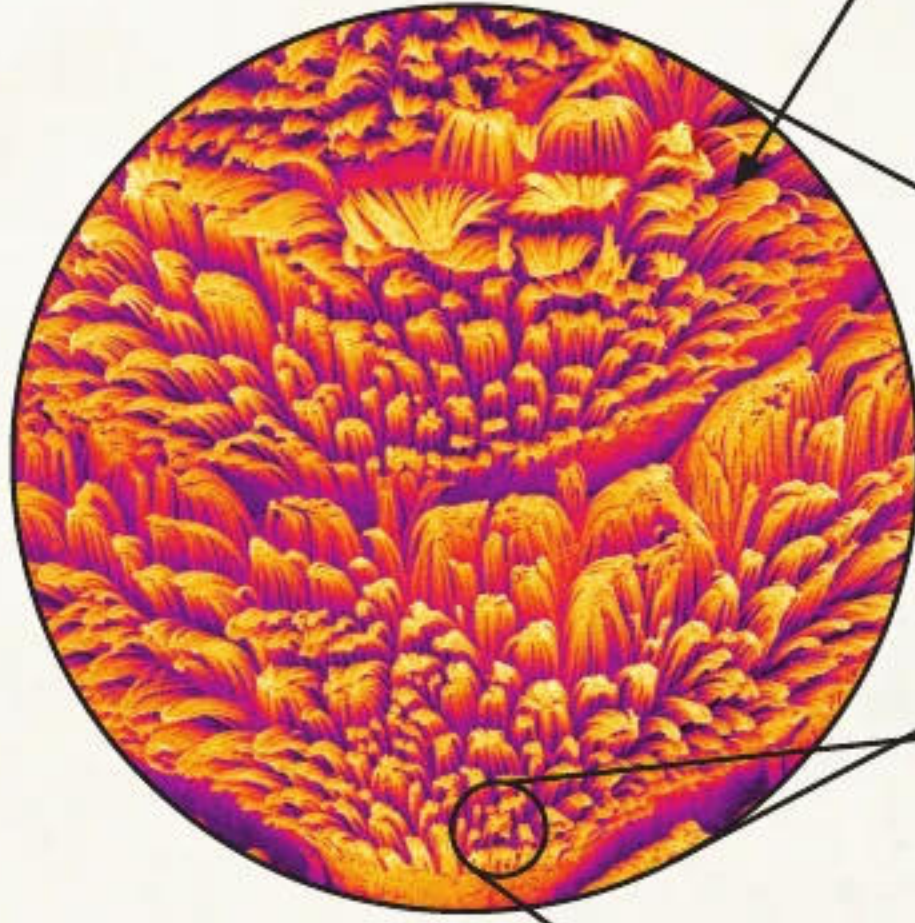
كيف تعمل؟

أقدام لزجة: كيف تلتصق أبراص الجيكو بالجدران "Geckos Grip"

بالنسبة لبرص الجيكو، فإن التعلق بالجدران أو بالأسقف لا يمثل عبئاً 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.

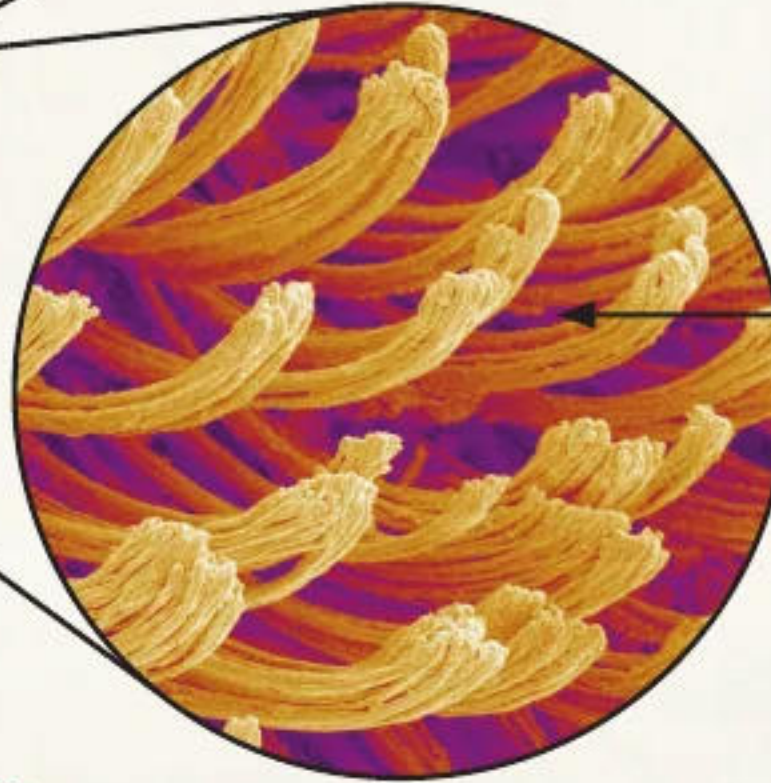


2 **هَلْبُ الشعر "Setae"** هَلْبُ الشعر عبارة عن بُنى هيكلية معقدة. ويوجد في نهاية كل هَلْبَة تفرعات بالغة دقة تُسمى كل منها مِلْوَق.

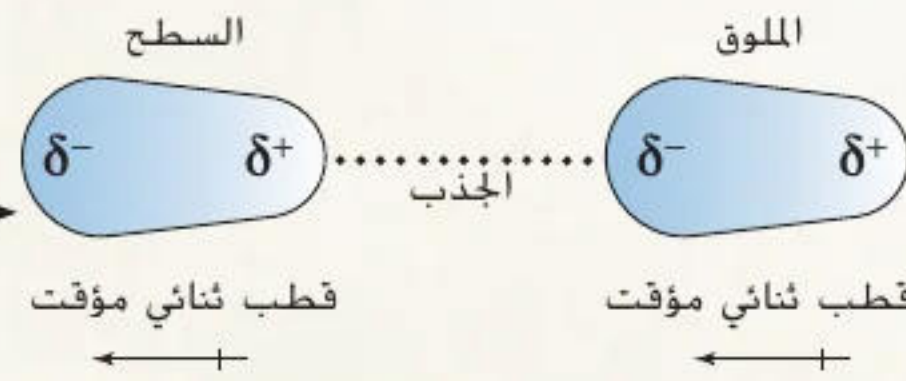


1 **أصبع قدم برص الجيكو** قاعدة أصبع قدم برص الجيكو مغطاة بملايين الشعيرات الدقيقة، تسمى كل منها هَلْبَة "seta"، وتكون مرتبة في صفوف.

3 **المِلْوَق "Spatulae"** يوجد بكل هَلْبَة 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 المِلْوَق، 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.



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؟



5 **الانطلاق** يقوم برص الجيكو بكل ببساطة بلف أصابع قدميه عندما يريد أن يتحرك؛ حيث يقلل هذا من مقدار ملاصقة السطح وكذلك قوى فان دير فال Van der Waals. ويفقد الجيكو قبضته الالتصاقية.

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 يتموضع بها إلكترونات التكافؤ لذرات الترابط التساهمي هي الأساس للتنبؤ بشكل الجزيء. كما تعتمد هذه الطريقة لتصوير الشكل على بنية لويس الخاصة بالجزيء.

السؤال: كيف تؤثر بنية لويس ومواقع 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 و رابط واحد من حقيبة النماذج الجزيئية، وقم بتجميع جزيء هيدروجين (H_2). لاحظ أن مجسمك يمثل جزيء هيدروجين ثنائي الذرة ذو رابطة أحادية.
6. احصل على ذرتي أكسجين و رابطين اثنين من حقيبة النماذج الجزيئية، وقم بتجميع جزيء أكسجين (O_2). لاحظ أن مجسمك يمثل جزيء أكسجين ثنائي الذرة ذو رابطة ثنائية.
7. احصل على ذرتي نيتروجين و ثلاث روابط من حقيبة النماذج الجزيئية، وقم بتجميع جزيء نيتروجين (N_2). لاحظ أن مجسمك يمثل جزيء 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 الخطوات 9 و 10 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 تصاعدياً 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 لتحديد قطبية الجزيئات في الخطوات 11 - 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.

الفكرة الرئيسية تحدث الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات.

القسم 1 الرابط التساهمية

المفردات

- رابطة تساهمية
- الجزيء
- بنية لويس
- رابطة سيجمما
- رابطة باي π
- تفاعل ماص للحرارة
- تفاعل طارد للحرارة

الفكرة الرئيسية تكتسب الذرات الاستقرار عندما تتشارك في الإلكترونات وتكون رابطة تساهمية.

- تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في زوج أو أكثر من الإلكترونات.
- مشاركة زوج واحد من الإلكترونات وزوجين وثلاثة أزواج تكون روابط تساهمية أحادية وثنائية وثلاثية، على التوالي.
- تتداخل الأفلاك تداخلاً مباشراً في الروابط سيجمما. تتداخل الأفلاك المتوازية في روابط باي π . الرابطة التساهمية الأحادية عبارة عن رابطة سيجمما، ولكن الروابط التساهمية المتعددة تتكون من روابط سيجمما وروابط باي.
- يقاس طول الرابطة من النواة — إلى — النواة. يلزم وجود طاقة تفكك الروابط لكسر الرابطة التساهمية.

القسم 2 تسمية الجزيئات

المفردات

- الحمض الأكسجيني

الفكرة الرئيسية 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.

القسم 3 التركيب البنائي للجزيئات

المفردات

- الصيغة البنائية
- الرنين
- رابطة تساهمية تناسقية

الفكرة الرئيسية 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.

القسم 4 الشكل الهندسي للجزيئات

المفردات

- نموذج VSEPR
- التهجين

الفكرة الرئيسية يُستخدم نموذج (VSEPR) لتحديد الشكل الجزيئي.

- تنص نظرية نموذج (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.

القسم 5 السالبية الكهربائية والقطبية

المفردات

- رابطة تساهمية قطبية

الفكرة الرئيسية 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.

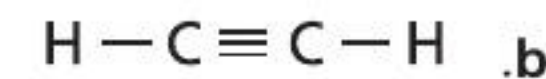
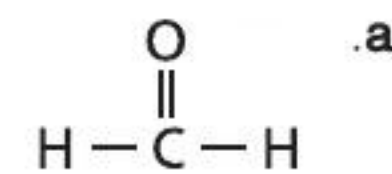
القسم 1

إتقان المفاهيم

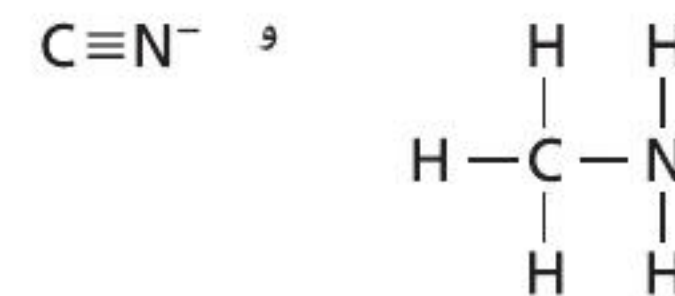
78. ما قاعدة الثمانية، وكيف تستخدم في الرابطة التساهمية؟
79. صف تكوين الرابطة التساهمية
80. صف الربط في الجزيئات.
81. صف قوى التجاذب والتنافر، التي تحدث عندما تتحرك ذرتان قريباً من بعضهما.
82. كيف يمكنك التنبؤ بوجود رابطة سيجما أو رابطة باي في الجزيء؟

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.

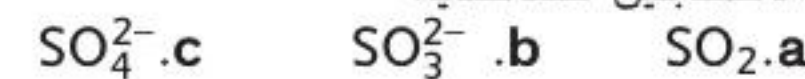


85. في الجزيئات CO و CO₂ و CH₂O، أي رابطة C—O هي الأقصر؟ أي رابطة C—O هي الأكثر قوة؟
86. تأمل روابط الكربون — النيتروجين الموضحة أدناه:



أي رابطة أقصر؟ أي رابطة أقوى؟

87. رتب الجزيئات أدناه وفقاً لطول رابطة الكبريت — الأكسجين تصاعدياً.



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 ₃ PO ₄	
H ₂ Se	
HClO ₃	

93. اذكر اسم كل جزيء.
a. NF₃ b. NO
c. SO₃ d. SiF₄
94. اذكر اسم كل جزيء.
a. SeO₂ b. SeO₃
c. N₂F₄ d. S₄N₄
95. اكتب الصيغة الخاصة بكل جزيء.
a. ثنائي فلوريد الكبريت c. رباعي فلوريد الكربون
b. رباعي كلوريد السيليكون d. حمض الكبريتوز.
96. اكتب الصيغة الخاصة بكل جزيء.
a. ثاني أكسيد السيليكون c. ثلاثي فلوريد الكلور
b. حمض البروموز d. حمض الهيدروبروميك

القسم 3

إتقان المفاهيم

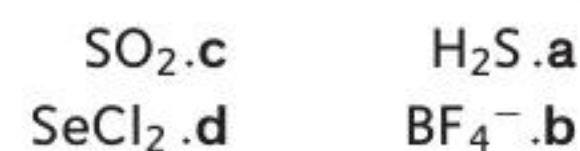
97. ما الذي يجب عليك معرفته لكي ترسم بنية لويس لجزيء ما؟
98. عامل التطعيم يدرس علماء المادة خواص اللدائن المطعمة بمركب AsF₅. اشرح السبب وراء كون AsF₅ استثناء عن قاعدة الثمانية.
99. العامل المختزل يُستخدم ثالث هيدريد البورون (BH₃) كعامل مختزل في الكيمياء العضوية. اشرح السبب وراء تكوين BH₃ لروابط تساهمية 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 CO₃²⁻.
102. ارسم بنى لويس للجزيئات الآتية التي يحتوي كل منها على ذرة مركزية لا تتبع قاعدة الثمانية.
a. PCl₅ b. BF₃
c. ClF₅ d. BeH₂

103. ارسم بُنيّتي رنين للأيون متعدد الذرات HCO_2^-

104. ارسم بُنى لويس لجزيء لكل من الجزيئات والأيونات التالية:



105. ما العناصر في القائمة أدناه القادرة على تكوين جزيئات تتبع قاعدة الثمانية الموسعة؟ فسر إجابتك.



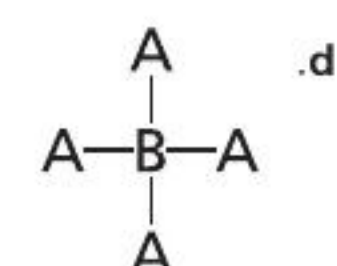
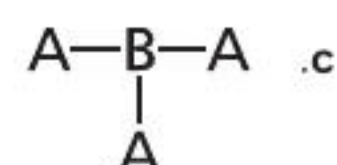
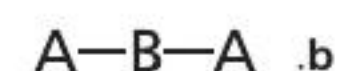
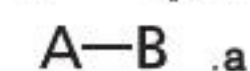
القسم 4

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؟ قُدّر زاوية الرابطة لكل جزيء، على فرض عدم وجود زوج غير مرتبط.



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.



112. لكل جزيء مُذكور أدناه، تنبأ بشكله الهندسي وزاوية الرابطة، وحدد الأفلاك المهجنة. رسم بنية لويس قد يساعدك.



القسم 5

إتقان المفاهيم

113. صف أنماط السالبية الكهربائية في الجدول الدوري.

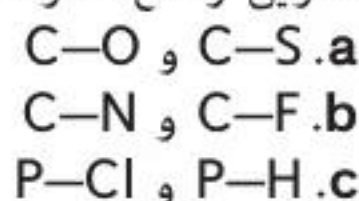
114. اشرح الفرق بين الجزيئات غير قطبية، والجزيئات القطبية.

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:



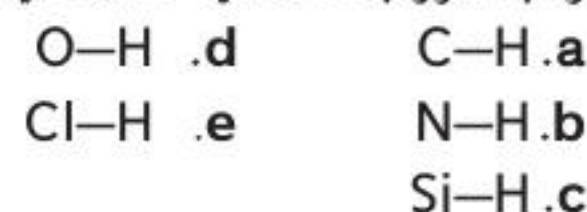
118. لكل رابطة من الروابط المذكورة أدناه، حدد الذرة سالبة الشحنة:



119. تنبأ بالرابطة الأكثر قطبية.



120. رتب الروابط التالية تصاعدياً تبعاً للقطبية:



121. غاز التبريد الغاز المعروف باسم الفريون — 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 إجابتك.



123. استخدم بُنى لويس للتنبؤ بقطبية كل من ثاني فلوريد الكبريت، ورباعي فلوريد الكبريت، وسداسي فلوريد الكبريت.

مراجعة عامة

124. اكتب الصيغة الخاصة بكل جزيء.

- أول أكسيد الكلور
- حمض الزرنخيك
- خماسي كلوريد الفوسفور
- حمض الهيدروكبريتيك

125. اذكر اسم كل جزيء.

- PCl_3
- Cl_2O_7
- P_4O_6
- NO

126. ارسم بنية لويس لكل جزيء أو أيون.

- SeF_2
- ClO_2^-
- PO_3^{3-}
- POCl_3
- GeF_4

127. حدد أي من الجزيئات قطبي. فسر إجابتك.

- CH_3Cl
- ClF
- NCl_3
- BF_3
- CS_2

128. رتب الروابط تصاعديًا تبعًا للخاصية القطبية.

- C—O
- Si—O
- Ge—O
- C—Cl
- 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

المشاركة في رابطة تساهمية أحادية، ورابطة تساهمية ثنائية، ورابطة تساهمية ثلاثية. حدد مجموعة الذرات التي ستكون كل من هذه الروابط.

الجدول 10 الأزواج المشتركة

نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المشتركة	الذرات التي تكون 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

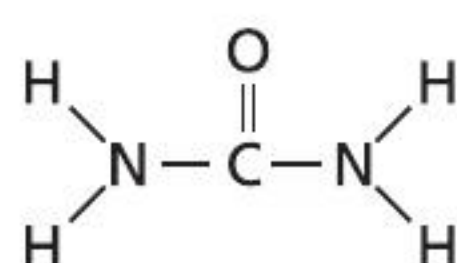
الأيونية والفلزية والتساهمية لتكمل الجدول 11.

الجدول 11 الخواص والروابط

صلب	وصف الرابطة	خواص الصلب	مثال
أيوني			
تساهمي جزيئي			
فلزي			
تساهمي شبكي			

134. طبق اليوريا، والتي تظهر صيغتها البنائية أدناه، عبارة

عن مركب يستخدم في صناعة اللدائن والأسمدة. حدد الروابط سيجم، وباي، والأزواج غير المرتبطة، في جزيء اليوريا.

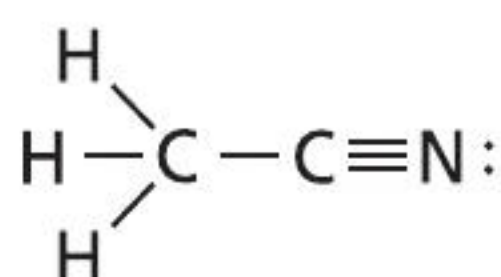


135. حلل حدد قطبية كل جزيء يتصف بالخواص التالية:

- صلب في درجة حرارة الغرفة
- غازي في درجة حرارة الغرفة
- 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.

مسألة تحدي

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.

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

140. اكتب الاسم الكيميائي الصحيح الخاص بكل مركب.

- NaI
- $Fe(NO_3)_3$
- $Sr(OH)_2$
- $CoCl_2$
- $Mg(BrO_3)_2$

الكتابة في الكيمياء

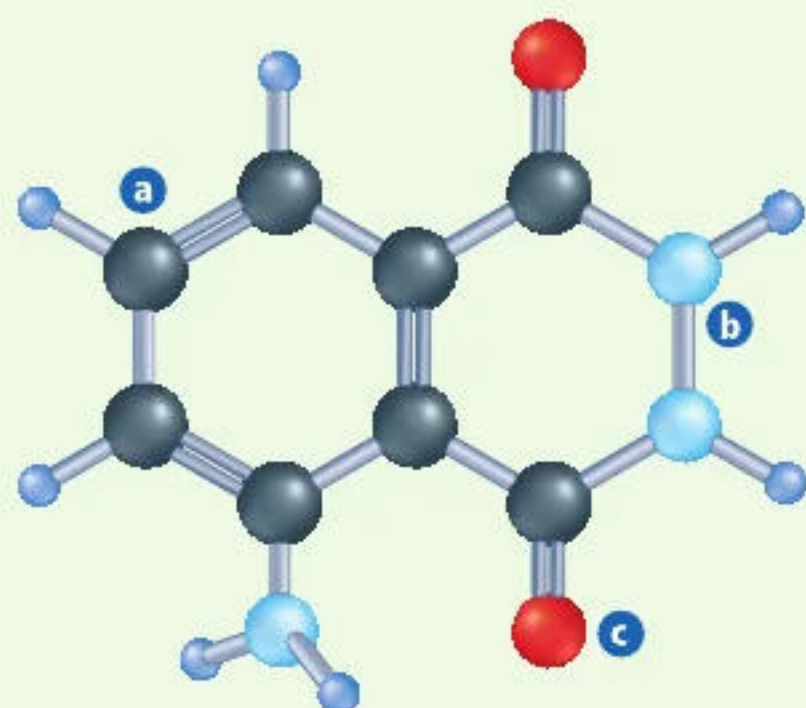
141. مانع التجمد ابحث عن جليكول الايثيلين لتعرف

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.

أحـم أسئلة مبنية على المستندات

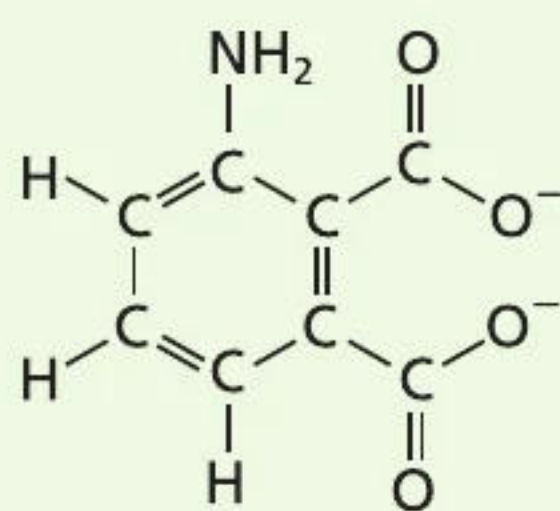
اللومينول يستخدم محققو مسرح الجريمة في الغالب مركب اللومينول التساهمي للبحث عن الأدلة المرتبطة بالدم. التفاعل بين اللومينول وبعض الكيماويات، والهيموجلوبين، وهو بروتين في الدم، يُنتج الضوء. الشكل 26 يوضح نموذج الكرة والعصا الخاص باللومينول.



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

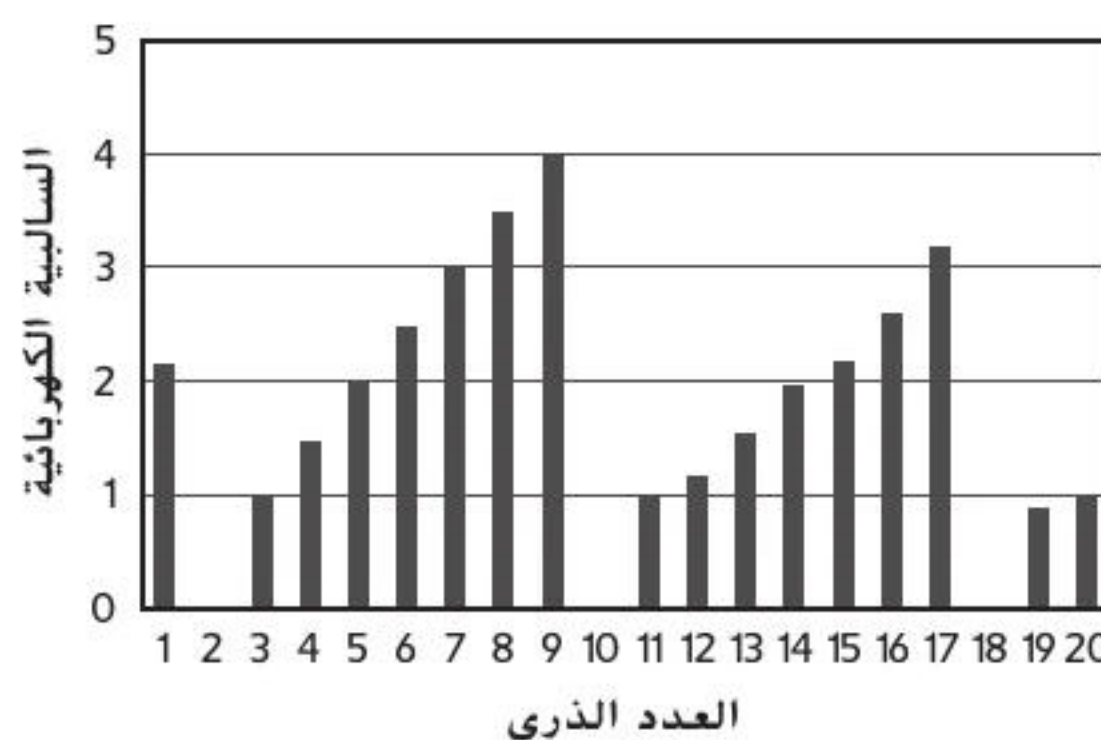
145. عندما يتلامس اللومينول بأيون الحديد في الهيموجلوبين يتفاعل وينتج Na_2APA والماء، والنيتروجين، وطاقة الضوء. بالنظر إلى الصيغة البنائية لأيون APA في الشكل 27، اكتب الصيغة الكيميائية لأيون APA متعدد الذرات.

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

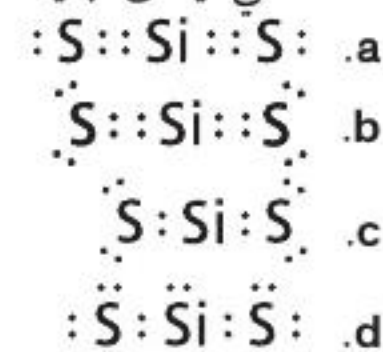
استخدم الشكل أدناه للإجابة على السؤالين 3 و 4.



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.



6. ذرة السيلينيوم المركزية في سادس فلوريد السيلينيوم تنطبق عليها قاعدة الثمانية الموسعة. كم عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة السيلينيوم المركزية؟

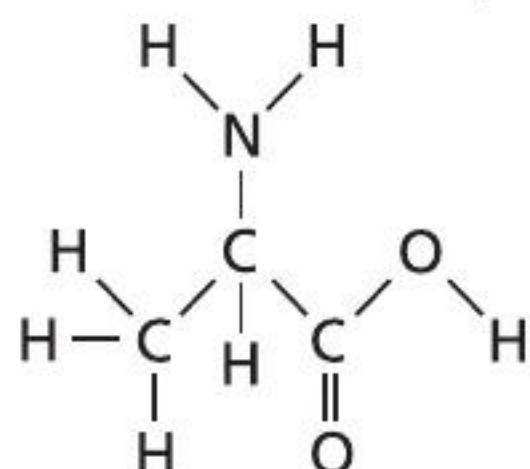
a. 4
 b. 5
 c. 6
 d. 7

استخدم الجدول أدناه للإجابة على السؤالين 7 و 8.

طاقة تفكك الروابط عند درجة 298K			
kJ/mol	الرابطة	kJ/mol	الرابطة
945	$\text{N}\equiv\text{N}$	242	$\text{Cl}-\text{Cl}$
467	$\text{O}-\text{H}$	345	$\text{C}-\text{C}$
358	$\text{C}-\text{O}$	416	$\text{C}-\text{H}$
745	$\text{C}=\text{O}$	305	$\text{C}-\text{N}$
498	$\text{O}=\text{O}$	299	$\text{H}-\text{I}$
		391	$\text{H}-\text{N}$

7. ما الغاز ثنائي الذرة الذي توجد به أقصر رابطة بين ذرتيه؟
 a. HI
 b. O_2
 c. Cl_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
 b. H_2S
 c. H_2O
 d. SeH_2

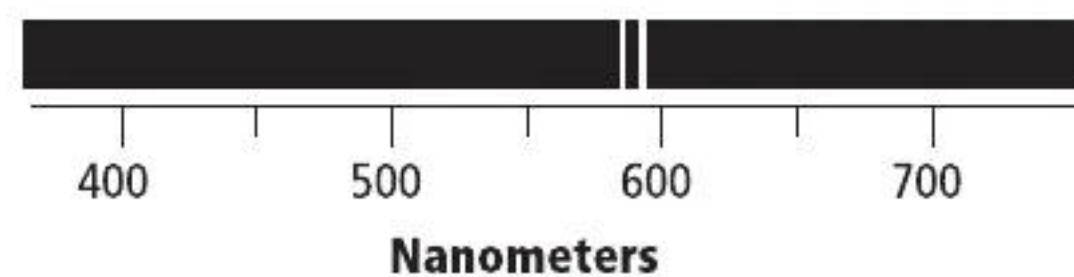
10. ما المركب غير القطبي؟

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

أسئلة ذات إجابات قصيرة

11. تحتوي الأحماض الأكسجينية على الهيدروجين والأنيون الأكسجيني. هناك حمضان أكسجينيان مختلفان يحتويان على الهيدروجين والنيتروجين والأكسجين. حدد هذين الحمضين الأكسجيين. كيف يمكن تمييزهما على أساس أسمائهم وصيغهما التركيبية؟

استخدم طيف الانبعاث أدناه للإجابة على السؤالين 12 و 13.



12. قدر 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.

اختبار القبول الموحد SAT - المادة: الكيمياء

استخدم قائمة طرق الفصل أدناه للإجابة على السؤالين 15 - 17.

- a. الترشيح
b. التقطير
c. التبلور
d. الاستشراب (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
الترميز	Li·	Be·	B·	C·	N·	O·	F·
							Ne:

18. بناء على بُنى لويس الموضحة، ما العناصر التي ستتحّد 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 يكون أيوناً ليصبح مستقراً كيميائياً؟

- a. 0
b. 2
c. 4
d. 6
e. 8

الجدول الدوري للعناصر

1																	
1	هيدروجين 1 H 1.008	2															
2	ليثيوم 3 Li 6.941	4	بيريليوم 4 Be 9.012														
3	صوديوم 11 Na 22.990	12	مغنيسيوم 12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9							
4	بوتاسيوم 19 K 39.098	20	كالسيوم 20 Ca 40.078	21	سكانديوم 21 Sc 44.956	22	تيتانيوم 22 Ti 47.867	23	فناديوم 23 V 50.942	24	كروم 24 Cr 51.996	25	منجنيز 25 Mn 54.938	26	حديد 26 Fe 55.847	27	كوبلت 27 Co 58.933
5	روبيديوم 37 Rb 85.468	38	سترانشيوم 38 Sr 87.62	39	يتريوم 39 Y 88.906	40	زيركونيوم 40 Zr 91.224	41	نيوبيوم 41 Nb 92.906	42	مولبيديوم 42 Mo 95.94	43	تكنيتيوم 43 Tc (98)	44	روثينيوم 44 Ru 101.07	45	روديوم 45 Rh 102.906
6	سيزيوم 55 Cs 132.905	56	باريوم 56 Ba 137.327	57	لانثانيوم 57 La 138.905	72	هفنيوم 72 Hf 178.49	73	تانتاليوم 73 Ta 180.948	74	تنجستن 74 W 183.84	75	رينيوم 75 Re 186.207	76	أزميوم 76 Os 190.23	77	إيريديوم 77 Ir 192.217
7	فرانسيوم 87 Fr (223)	88	راديوم 88 Ra (226)	89	أكتينيوم 89 Ac (227)	104	رذرفورديوم 104 Rf (261)	105	دبنيوم 105 Db (262)	106	سيبورجيوم 106 Sg (266)	107	بوريوم 107 Bh (264)	108	هاسيوم 108 Hs (277)	109	مايتنريوم 109 Mt (268)

العنصر

العدد الذري

الرمز الكيميائي

الكتلة الذرية

هيدروجين

1

H

1.008

الحالة الفيزيائية

غاز

سائل

صلب

مصنع

العنصر
العدد الذري
الرمز الكيميائي
الكتلة الذرية

هيدروجين
1
H
1.008

الحالة الفيزيائية

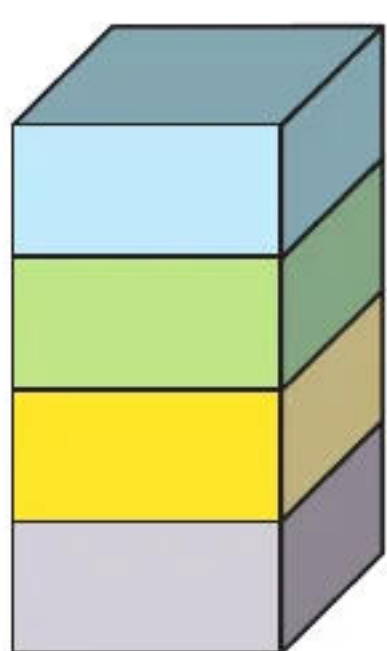


العدد بين الأقواس هو رقم الكتلة الخاص بأطول النظائر عمراً لذلك العنصر.

مجموعة اللانثيدات

مجموعة الأكتينيدات

58 سيريوم Ce 140.115	59 براسوديوم Pr 140.908	60 نيودميوم Nd 144.242	61 بروميثيوم Pm (145)	62 ساماريوم Sm 150.36	63 يوروبيوم Eu 151.965
90 ثوريوم Th 232.038	91 بروتكتينيوم Pa 231.036	92 يورانيوم U 238.029	93 نبتونيوم Np (237)	94 بلوتونيوم Pu (244)	95 أمريكيوم Am (243)



فلز

شبه فلز

لافلز

مكتشف
حديثاً

			13	14	15	16	17	18
			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	هيليوم 2 He 4.003
			ألومنيوم 13 Al 26.982	سيليكون 14 Si 28.086	فوسفور 15 P 30.974	كبريت 16 S 32.066	كلور 17 Cl 35.453	نيون 10 Ne 20.180
10	11	12	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	أرجون 18 Ar 39.948
نيكل 28 Ni 58.693	نحاس 29 Cu 63.546	خارصين 30 Zn 65.39	اندريوم 49 In 114.82	قصدير 50 Sn 118.710	أنتيمون 51 Sb 121.757	تيلوريوم 52 Te 127.60	يود 53 I 126.904	كريبتون 36 Kr 83.80
بلاديوم 46 Pd 106.42	فضة 47 Ag 107.868	كادميوم 48 Cd 112.411	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	زينون 54 Xe 131.290
بلاتين 78 Pt 195.08	ذهب 79 Au 196.967	زئبق 80 Hg 200.59	أنونتريوم 113 Uut (284)	أنون كوادريوم 114 Fl (289)	أنون بينتيوم 115 Uup (288)	ليفرموريوم 116 Lv (293)	أنون سبتيوم 117 Uus (294)	رادون 86 Rn 222.018
دارمشتاتيوم 110 Ds (281)	رونجنينيوم 111 Rg (272)	كوبرنيسيوم 112 Cn (285)						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)

شكر و تقدير

نسخة الطلاب

v Lekse/Shutterstock.com; vi (t to b) courtesy of Thandi Buthelezi, (2)courtesy of Laurel Dingrando, (3)courtesy of Nicholas Hainen, (4)Dinah Zike; x Charles D. Winters/Photo Researchers; 2 moodboard/age fotostock; 5 SCIENCE PHOTO LIBRARY/Photo Researchers; 7 McGraw-Hill Education; 11 ©Noboru Hashimoto/Sygma/CORBIS; 22 Rich Carey/Shutterstock.com; 25 Oliver Burston/Ikon/Getty Images; 34 Tane Casserley NOAA/NMS Maritime Heritage Program; 36 amooo/Alamy; 38 Matt Meadows/McGraw-Hill Education; 40 (l) Charles D. Winters/Photo Researchers, (r)Andrew Lambert Photography/Photo Researchers; 42 CBW/Alamy; 43 (t)©Sheri Neva/CORBIS, (c)©Cat Gwynn/CORBIS, (b)PHILIPPE PLAILLY/SCIENCE PHOTO LIBRARY/Photo Researchers; 44 (l)Lawrence Lawry/Science Source, (c) Mark A. Schneider/Photo Researchers, (r)michal812/iStock/Getty Images; 50 guvendemir/iStock/Getty Images; 58 Greg Huglin/SuperStock; 59 maogg/iStock/Getty Images; 60 Matt Meadows/McGraw-Hill Education; 68 Image Work/amanaimage/age fotostock; 70 Comstock Images/Alamy; 74 Visual Arts Library (London)/Alamy; 77 ©Charles O>Rear/CORBIS; 87 Suzanne Long/Alamy; 91 Matt Meadows/McGraw-Hill Education; 98 Samjaw/Shutterstock.com; 100 David Gowans/Alamy; 101 (l to r, t to b)Kuttelvaserova Stuchelova/Shutterstock.com, (2)Perennou Nuridsany/Photo Researchers, (3)Susumu Nishinaga/Photo Researchers, (4)©Micro Discovery/CORBIS, (5)©Imagemore Co., Ltd./CORBIS; 102 Matt Meadows; 134 Jerry Lodriguss/Science Source; 136 Matt Meadows/McGraw-Hill Education; 137 Matt Meadows/McGraw-Hill Education; 138 DAVID PARKER/SCIENCE PHOTO LIBRARY/Photo Researchers; 141 Aumm graphixphoto/Shutterstock.com; 142 ©Andrew Fox/CORBIS; 149 Brian Kanof/McGraw-Hill Education; 153 Jose Antonio Moreno/Age Fotostock Spain, S.L./Alamy Stock Photo; 164 Matt Meadows/McGraw-Hill Education; EH-01 Sorin Colac/Shutterstock.com; EH-03 (l to r - t to b)Charles D. Winters/Photo

Researchers, (2-5)Andrew Lambert/Photo Researchers, (6)©Dung Vo Trung/CORBIS, (7)©Bettmann/CORBIS, (8) Neil Borden/Photo Researchers, (9) McGraw-Hill Education; EH-04 (l)Matt Meadows/McGraw-Hill Education, (r) SPL/Photo Researchers; EH-05 European Southern Observatory/Science Source; EH-06 Stephen Frisch/McGraw-Hill Education; EH-07 (l to r)Philip Evans/Moment/Getty Images, (2)©Lester V. Bergman/CORBIS, (3-4)Jerry Mason/Science Photo Library/Photo Researchers, (5)David Taylor/Science Photo Library/Photo Researchers; EH-08 (t)©NASA/epa/CORBIS, (b)McGraw-Hill Education; EH-09 (c)PATRICIA LOPEZ Notimex/Newscom; EH-10 Charles D. Winters/Photo Researchers; EH-11 Andrew Lambert Photography/Science Source; EH-12 (t)NG Images/Alamy, (r)Mark A. Schneider/Photo Researchers; EH-13 (t)Studio Photogram/Alamy Stock Photo, (b)©Rebecca Cook/CORBIS; EH-14 (t)©Dung Vo Trung/CORBIS, (b) Neil Borden/Photo Researchers; EH-15 (t)©Bettmann/CORBIS, (b)McGraw-Hill Education; EH-16 Cordelia Molloy/Science Photo Library/Photo Researchers; EH-17 Martyn F. Chillmaid/Photo Researchers; EH-18 Colin Walton/Alamy; EH-19 (t)Roger Harris/Photo Researchers, (c)Eye of Science/Science Source, (b) Kalicoba/Alamy Stock Photo; EH-20 (t) Ingram Publishing, (b)Theodore Clutter/Photo Researchers; EH-21 (t)SGO/age fotostock, (b)Science Source; EH-24 (t)McGraw-Hill Education, (c)Eye of Science/Photo Researchers, (cr)©2/Howard Kingsnorth/Ocean/CORBIS, (b)McGraw-Hill Education; EH-25 (t) Judith Collins/Alamy, (b)Charing Cross Hospital/Science Source; EH-26 Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/Photo Researchers; EH-27 David Taylor/Photo Researchers; EH-28 (tl) Adrian Muttitt/Alamy, (tr)Chemical Design/Science Photo Library/Photo Researchers, (b)Dr Tim Evans/Science Photo Library/Photo Researchers; EH-29 gabes1976/iStock/Getty Images; EH-30 (t)Everett Collection Inc./age fotostock, (c)JUPITERIMAGES/GOODSHOOT/Alamy, (b)agf photo/SuperStock; EH-31 ©Chinch Gryniwicz/Ecoscene/CORBIS;

EH-33 McGraw-Hill Education; EH-34 (t) Inga Spence/Photo Researchers, (c)Dr P. Marazzi/Photo Researchers, (b)Joe Belanger/iStock/Getty Images; EH-35 (t)Ingram Publishing/Fotosearch, (bl) McGraw Hill Education, (br)McGraw Hill Education; EH-37 ©Bob Rowan/Progressive Image/CORBIS; EH-38 (t) Szasz-Fabian Jozsef/Shutterstock.com, (b)GlowImages/Alamy Stock Photo; EH-39 Leslie Garland Picture Library/Alamy; EH-41 Andrew Lambert Photography/Science Photo Library/Photo Researchers; EH-42 Isolated Products (John Boud)/Alamy; EH-44 (l)Ted Kinsman/Science Photo Library/Photo Researchers, (r) Charles D. Winters/Photo Researchers; EH-45 (t)©epa/CORBIS, (bl)PhotoDisc/Getty Images, (br)PHOTOTAKE Inc./Alamy; MH-02 (l)Daniele Pellegrini/Photo Researchers, (r)Chris Bjornberg/Photo Researchers; MH-03 (t)Julian Baum/Science Photo Library/Photo Researchers, (b)Suttha Burawonk/Shutterstock.com; MH-08 Matt Meadows; MH-12 ABN Images/Alamy; MH-14 Matt Meadows; MH-15 Bill Aron/PhotoEdit; MH-20 Matt Meadows; MH-21 Elena Rooraid/PhotoEdit; MH-23 Geoff Butler;

This image shows a full page of blank, lined paper. It features approximately 20 evenly spaced horizontal grey lines across its entire width, providing a guide for handwriting or typing. The background is a solid off-white color, and there are no margins, text, or other markings present.

[illegible]

[illegible]

[illegible]

This image shows a full page of blank white paper with horizontal ruling lines. The lines are evenly spaced and run across the width of the page, providing a guide for writing. There are no margins, text, or other markings present.

دلائل رموز الغلاف

لون الحلقة الثالثة



مركز اتصال وزارة التربية والتعليم
اقتراح - استفسار - شكوى



80051115



www.moe.gov.ae



Info@moe.gov.ae



تم تحميل هذا الملف من موقع منتديات صقر الجنوب

للدخول على الموقع انقر هنا

لمزيد من الملفات ابحث عن

Search

منتديات صقر الجنوب المنهاج الإماراتي



المنهاج الإماراتي



Emirati@jnob-jo.com



+962 799238559

نعمل بجد لتقديم تعليم متميز يحقق طموحات المستقبل.