الكيمياء

كتاب الطالب

المستوى العاشر

CHEMISTRY

STUDENT BOOK

GRADE 10

الفصل الدراسي الأول - الجزء الأول

FIRST SEMESTER - PART 1

2021 - 2022

(نسخة تجريبية - Trial version)

© وزارة التعليم والتعليم العالي في دولة قطر

يخضع هذا الكتاب لقانون حقوق الطباعة والنشر، ويخضع للاستثناء التشريعي المسموح به قانونًا ولأحكام التراخيص ذات الصلة.

لا يجوز نسخ أي جزء من هذا الكتاب من دون الحصول على الإذن المكتوب من وزارة التعليم والتعليم العالي في دولة قطر.

تمّ إعداد الكتاب بالتّعاون مع شركة تكنولاب.

التأليف: فريق من الخبراء بقيادة الدكتور توم سو وبالتّعاون مع شركة باسكو العلميّة.

التّرجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.

الطبعة التجريبية 2022-2021 م

النشيد الوطني

قَسَـمًا بِمَـنْ رَفَـعَ السَّـمَاءْ قَسَـمًا بِمَـنْ نَشَـرَ الضِّـيَاءْ
قَطَـرٌ سَتَبْـقَى حُـرَّةً تَسْمُـو بِـرُوحِ الأَوْفِـيـاءْ
سِـيرُوا عَـلَى نَـهْـجِ الأُلَـى وَعَـلَى ضِيَـاءِ الأَنْبِـيَاءْ
قَطَـرٌ بِقَـلْـبِي سِـيرَةٌ عِـزٌّ وَأَمْجَـادُ الإِبَـاءْ
قَطَـرُ الرِّجَـالِ الأَوَّلِـين حُمَـاتُنَـا يَـوْمَ النِّـدَاءْ
وَحَمَـائِـمٌ يَـوْمَ السَّـلاَمْ جَـوَارِحٌ يَـوْمَ الفِـدَاءْ

المراجعة والتّدقيق العلميّ والتّربويّ:

إدارة التوجيه التربوي

خبرات تربويّة وأكاديميّة من المدارس

الإشراف العلميّ والتربويّ:

إدارة المناهج الدّراسيّة ومصادر التّعلّم

الكيمياء

الصّفّ 10

الفصل الدّراسي 1

المقدّمة

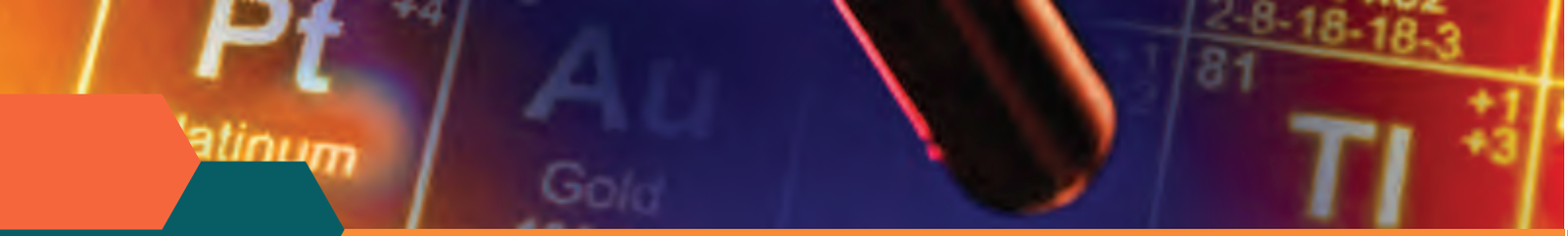
يعدّ كتاب الطّالب مصدرًا مثيرًا لاهتمام الطلّاب من ضمن سلسلة كتب العلوم لدولة قطر، فهو يستهدف جميع المعارف والمهارات الّتي يحتاجها الطلّاب للنّجاح في تنمية المهارات الحياتيّة وبعض المهارات في الموادّ الأخرى.

وبما أنّنا نهدف إلى أن يكون طلّابنا مميّزين، نودّ منهم أن يتّسموا بما يأتي:

- البراعة في العمل ضمن فريق.
- امتلاك الفضول العلميّ عن العالم من حولهم، والقدرة على البحث عن المعلومات وتوثيق مصادرها.
- القدرة على التّفكير بشكلٍ ناقدٍ وبنّاء.
- الثّقة بقدرتهم على اتّباع طريقة الاستقصاء العلميّ، عبر جمع البيانات وتحليلها، وكتابة التّقارير، وإنتاج الرّسوم البيانيّة، واستخلاص الاستنتاجات، ومناقشة مراجعات الزّملاء.
- الوضوح في تواصلهم مع الآخرين لعرض نتائجهم وأفكارهم.
- التّمرّس في التّفكير الإبداعيّ.
- التّمسّك باحترام المبادئ الأخلاقيّة والقيم الإنسانيّة.

يتجسّد في المنهج الجديد العديد من التّوجّهات مثل:

- تطوير المنهج لجميع المستويات الدّراسيّة بطريقة متكاملة، وذلك لتشكيل مجموعة شاملة من المفاهيم العلميّة الّتي تتوافق مع أعمار الطّلاب، والّتي تسهم في إظهار تقدّمهم بوضوح.
- مواءمة محتوى المصادر الدّراسيّة لتتوافق مع الإطار العامّ للمنهج الوطنيّ القطريّ بغية ضمان حصول الطّلّاب على المعارف والمهارات العلميّة وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) ما يجعل أداء الطّلاب يصل إلى الحدّ الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محوريّة جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلميّ، ما أسّس للتّنوّع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطّالب.
- توزّع المعرفة والأفكار العلميّة المخصّصة لكلّ عام دراسيٍّ ضمن وحدات بطريقة متسلسلة مصمّمة لتحقيق التّنوّع والتّطوّر.
- تعدّد الدّروس في كلّ وحدة، بحيث يعالج كلّ درس موضوعًا جديدًا، منطلقًا ممّا تمّ اكتسابه في الدّروس السّابقة.
- إتاحة الفرصة للطّلّاب، في كلّ درسٍ، للتّحقّق الذّاتيّ من معارفهم ولممارسة قدرتهم على حلّ المشكلات.



- احتواء كلّ وحدة على تقويم للدّرس وتقويم للوحدة، وهو ما يمكّن الطّلّاب والأهل والمدرّسين من تتبّع التّعلّم والأداء.

العلوم مجموعة من المعارف الّتي تشمل الحقائق والأشكال والنّظريّات والأفكار. ولكنَّ العالِم الجيّد يفهم أنّ «طريقة العمل» في العلوم أكثر أهمّيّة من المعرفة الّتي تحتويها.

سوف يساعد هذا الكتاب الطُّلّاب على تقدير جميع هذه الأبعاد واعتمادها ليصبحوا علماء ناجحين وليواجهوا مجموعة واسعة من التّحدّيات في حياتهم المهنيّة المستقبليّة.

مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التّعليمي الوطني لدولة قطر

- الاستقصاء والبحث
- التّعاون والمشاركة
- التّواصل
- التّفكير الإبداعيّ والناقد
- حلّ المشكلات
- الكفاية العددية
- الكفاية اللغويّة

الكيمياء

الصّفّ 10

الفصل الدّراسي 1

ماذا ستتعلّم من هذا الكتاب

عندما تنظر إلى الأشياء من حولك، يُحتمَل أن تشاهد أكثر من 1000 نوع من المواد المختلفة: مثل الحجارة، والخشب، والطلاء، والفولاذ، والجلد، والشعر، والمطّاط، والأسفلت، والماء... والقائمة تطول. تسعى بعض الأفكار القديمة في العلوم إلى توضيح هذا التنوُّع المُذهل للمواد. وقد تمكّن الفيلسوف أرسطو من تكوين الفكرة الصائبة عنها؛ وهي أن المادة تتكوّن من عناصر بسيطة بتراكيب مختلفة، مع أنّ تلك العناصر لم تكن بمتناول يده. وقد أصبحنا في الوقت الحاضر نعرف أن التنوُّع غير المحدود واللانهائي للمواد مكوّن من 92 عنصرًا مختلفًا تقريبًا. يشبه هذا التنوّع الهائل كمّ الكلمات التي يمكن أن نركّبها من الحروف الأبجدية المحدودة.

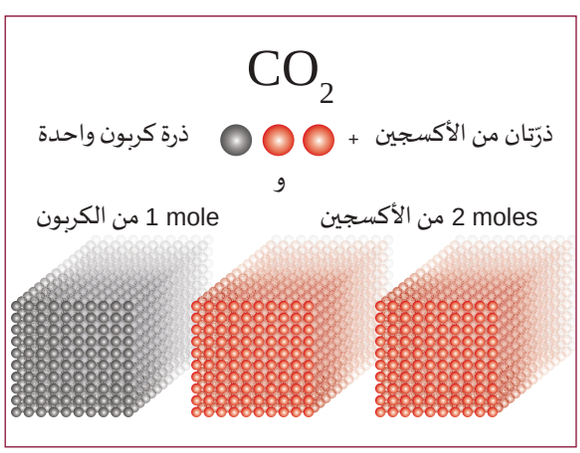
تبدأ الوحدة الأولى لهذا الفصل الدراسي بتطوُّر الجدول الدوري الحديث الذي نشره العالم الروسي مندليف عام 1869م، والذي يُنظّم العناصر في صفوف (دورات) استنادًا إلى الازدياد في أعدادها الذرّية، وفي أعمدة (مجموعات) استنادًا إلى خواصّها الكيميائية، مثل الآليّة التي تتّحد بها العناصر مع الأكسجين.

1	2		13
Li_2O	BeO		B_2O_3
Na_2O	MgO		Al_2O_3
K_2O	CaO		Ga_2O_3

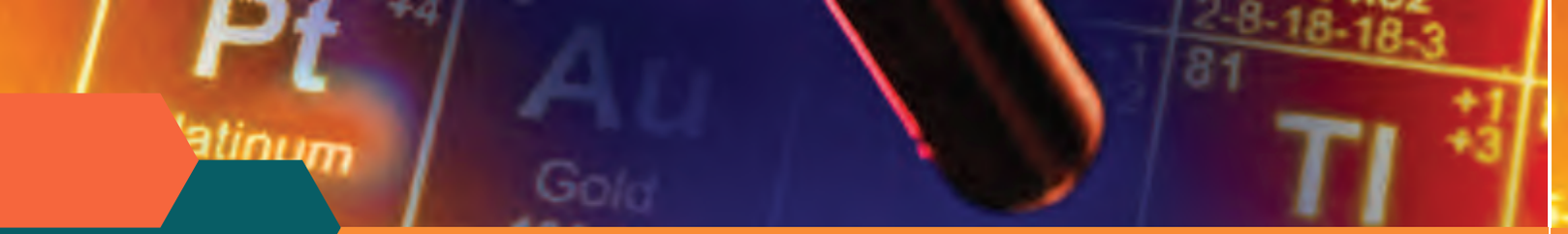
تتّحد عناصر H، و Li، و Na، و K جميعها مع الأكسجين بنسبة مقدارها 2:1 أما العناصر Be، و Mg، و Ca فتتّحد معه بنسبة 1:1.

ونحن نعلم الآن أن تفسير السلوك الكيميائي يكمن في تنظيم الإلكترونات داخل الذرّات. فالهيدروجين، والليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، تتشابه في توزيعها الإلكتروني.

وتهتمّ الوحدة الثانية لهذا الفصل الدراسي بالتطبيق الكمّي للكيمياء، والذي يُسمّى الحسابات الكيميائية. وهي الآليّة التي نحصل بها على الخواص المجهرية للذرّات وصولًا إلى الكمّيات العينية بوحدات الجرام، واللتر، والمول. تبدأ هذه الوحدة بالكتل الذرّية للعناصر، ثمَّ تُطوّر مفهوم المعادلات الكيميائية الموزونة، لتختم بالمول، وحسابات الكمّيات من المعادلات الكيميائية الموزونة. كما تتناول هذه الوحدة كيفية حساب تركيز المحلول والطريقة العملية لتحضير المحاليل المختلفة.



تُعبّر الصيغة الكيميائية عن أمرَين، هما: نسبة الذرّات بعضها إلى بعض، ونسبة مولات الذرّات بعضها إلى بعض.



بعض أقسام هذا الكتاب

الرّسوم التّوضيحيّة

مفاهيم مهمّة وبيانات وأمثلة على كل فكرة جديدة معروضة من خلال الإيضاحات المُفصَّلة والشروحات.

أسئلة للمناقشة

ما عناصر المجموعة الأولى الأخرى التي تتفاعل مع عناصر المجموعة السابعة عشرة لتكوين أملاح نستخدمها في حياتنا اليومية؟

ما المقصود بـ "الملح الخفيف" مثلًا؟

أسئلة المناقشة تزوّد طلّاب الصفّ بفرصة مناقشة المفاهيم والمعلومات.

شريط الأفكار المهمّة

تحديد النقاط الرّئيسة وتذكُّرها.

النظائر هي ذرّات للعنصر نفسه لها أعداد البروتونات نفسها ولكنها تختلف بأعداد النيوترونات.

العلاقات والمعادلات

مُثِّلت علاقات الكمّيّات الفيزيائيّة من خلال المُتغيّرات ووحدات قياسها بشكل واضح.

$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

الأمثلة

تُظهر الأمثلة جميع خطوات الحلّ والتفسير للحصول على حسابات صحيحة.

مثال 8

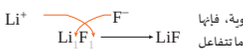
اكتب الصيَغ الكيميائية للمُركّبات المُتكوّنة عندما:

a. يتفاعل الليثيوم (Li) مع الفلور (F_2).

b. يتفاعل البريليوم (Be) مع الكلور ($Cℓ_2$).

الحل:

a. الليثيوم (Li) فلزّ قلوي. وعندما تتفاعل الفلزّات القلوية، فإنها تكوّن أيونات شحنتها (+1). أما الفلور فهو هالوجين. وعندما تتفاعل الهالوجينات مع الفلزّات القلوية فإنها تكوّن أيوّنات شحنتها (−1).



- لذا، يتحد الليثيوم والفلور لتكوين مُركّب فلوريد الليثيوم ذي الصيغة الكيميائية: LiF

العلم والعلماء

تمّ تطوير معارفنا العلميّة على مدى أكثر من ثلاثة آلاف عام. تُطلعُنا هذه المقالات على إلهام الإنسان وتبصُّرِه في التعامُل مع العلم والتكنولوجيا.

ضوء على العلماء

العالم ديمتري إيفانوفيتش مندليف
Dmitri Ivanovich Mendeleev: 1834-1907

وُلد الكيميائي الروسي ديمتري إيفانوفيتش مندليف (الشكل 1-37) في 8 فبراير 1834 في قرية فيركني أرمزيباني بمنطقة سيبيريا في روسيا. توفي والده إيفان بافلوفيتش مندليف في العام 1847 عندما كان هو صغيرًا. انتقلت والدته ماريا دميتريبفنا كورنيليفا مع عائلتها إلى سان بطرسبرغ بعد فترة وجيزة. وفي العام 1854 ، أصيب مندليف بمرض السل وانتقل إلى شبه جزيرة القرم لتلقّي العلاج. عاد إلى سانت بطرسبرغ بعد عامين، وكان قد تعافى بصورة كاملة. تخرّج مندليف في جامعة سانت بطرسبرغ عام 1856 وبدأ التدريس هناك عام 1857.

الكيمياء

الأنشطة والمراجعة والتّقويم

الأنشطة

التدرُّب العملي من خلال المُختبر والمشاريع البحثيّة وسواهما من الأنشطة التي تُرسّخ معاني الأفكار الجديدة وتطوُّر العمل المخبري.

نشاط a1-1 توزيع بور الإلكتروني والجدول الدوري

سؤال الاستقصاء	ما العلاقة بين التوزيع الإلكتروني وموقع العنصر في الجدول الدوري؟
المواد المطلوبة	ورقة عمل a1-1.

لديك مقطع من الجدول الدوري الحديث، قم باستكماله من خلال كتابة التوزيعات الإلكترونية المفقودة لعناصر الدورات الثلاث الأولى.

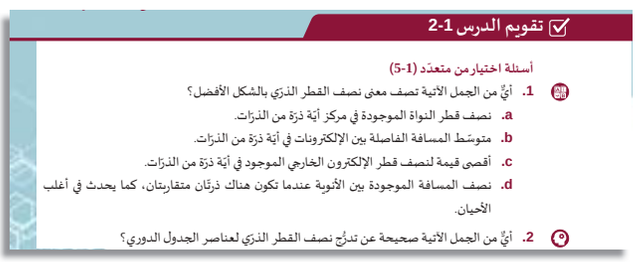
المجموعة 1 — المجموعة 18

1 H — 2 He

المجموعة 1 — المجموعة 2 — المجموعة 3 — المجموعة 4 — المجموعة 5 — المجموعة 6 — المجموعة 7 — المجموعة 8

تقويم الدّرس

يتميّز كل درس بعرض يحتوي على الأسئلة التي تُغطّي جميع المفاهيم والمعلومات في هذا الدرس.



تقويم الدرس 1-2

أسئلة اختيار من متعدّد (1-5)

1. أيٌّ من الجمل الآتية تصف معنى نصف القطر الذرّي بالشكل الأفضل؟
   a. نصف قطر النواة الموجودة في مركز أيّة ذرّة من الذرّات.
   b. متوسّط المسافة الفاصلة بين الإلكترونات في أيّة ذرّة من الذرّات.
   c. أقصى قيمة لنصف قطر الإلكترون الخارجي الموجود في أيّة ذرّة من الذرّات.
   d. نصف المسافة الموجودة بين الأنوية عندما تكون هناك ذرّتان متقاربتان، كما يحدث في أغلب الأحيان.
2. أيٌّ من الجمل الآتية صحيحة عن تدرُّج نصف القطر الذرّي لعناصر الجدول الدوري؟

مراجعة الوحدة

ملخّص قصير عند نهاية كل وحدة، وهو مرجع سريع للأفكار والمُصطلحات الرئيسية.

الوحدة 1

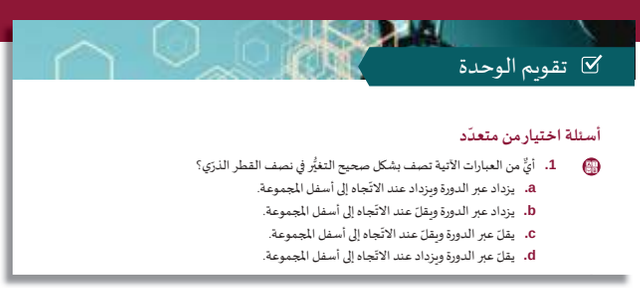
مراجعة الوحدة

الدرس 1-1: الجدول الدوري للعناصر

- يعود الفضل إلى ديمتري مندليف في نشر أوّل نسخة من الجدول الدوري، حيث رتّبت العناصر وفقًا لخصائصها وكتلها الذرّية والتي تظهر دورية Periodcity في الخصائص. وقد رتّبت العناصر في الجدول الدوري الحديث وفق الزيادة في العدد الذرّي.
- النظائر Isotopes: عناصر لها نفس عدد البروتونات في ذرّاتها، ولكنّها تختلف في عدد النيوترونات.
- هناك 18 عمودًا (مجموعة) في الجدول الدوري مُعرّفة بالأرقام من 1 إلى 18 أو بالأرقام الرومانية أو بإسم خاص بها.

تقويم الوحدة

زوّدت كل وحدة بمجموعة من الأسئلة ذات الخيارات المتعدّدة كعيّنة تحضّر الطالب لاختبار نموذجي.



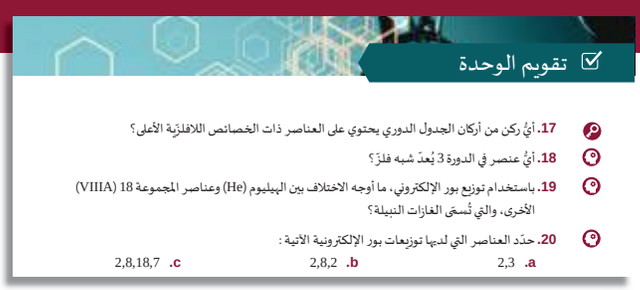
تقويم الوحدة

أسئلة اختيار من متعدّد

1. أيٌّ من العبارات الآتية تصف بشكل صحيح التغيُّر في نصف القطر الذرّي؟
   a. يزداد عبر الدورة ويزداد عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
   b. يزداد عبر الدورة ويقلّ عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
   c. يقلّ عبر الدورة ويقلّ عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
   d. يقلّ عبر الدورة ويزداد عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.

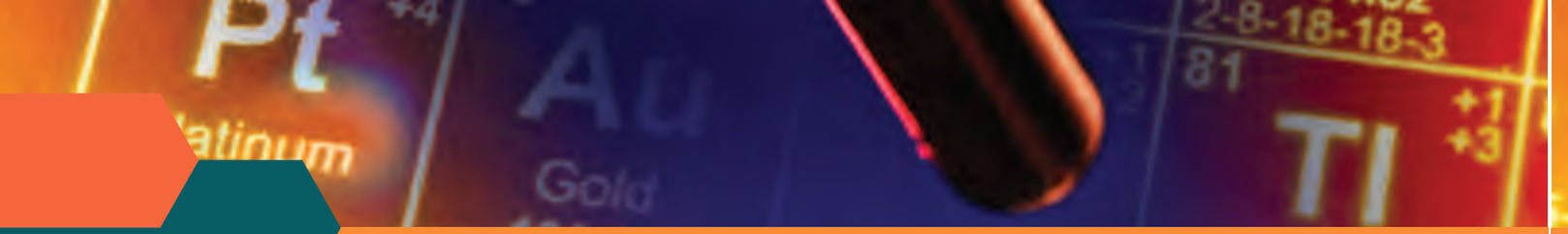
أسئلة الإجابة القصيرة

أسئلة الإجابة القصيرة وأسئلة الإجابة المطوّلة بُنيتا على مُستويات ثلاثة من الصعوبة في نهاية كل وحدة.



تقويم الوحدة

17. أيُّ ركن من أركان الجدول الدوري يحتوي على العناصر ذات الخصائص اللافلزّية الأعلى؟
18. أيُّ عنصر في الدورة 3 يُعدّ شبه فلزّ؟
19. باستخدام توزيع بور الإلكتروني، ما أوجه الاختلاف بين الهيليوم (He) وعناصر المجموعة 18 (VIIIA) الأخرى، والتي تُسمّى الغازات النبيلة؟
20. حدّد العناصر التي لديها توزيعات بور الإلكترونية الآتية:
    a. 2,3 b. 2,8,2 c. 2,8,18,7



مخطّط المادّة

الوحدة 1 الدورية في خصائص العناصر

قد يكون الجدول الدوري أهمّ مخطّط علمي تم إنشاؤه على الإطلاق. فقد نُظّمت عناصره في صفوف وأعمدة استنادًا إلى الازدياد في أعدادها الذرّية، وخواصّها الكيميائية. فعناصره التي تشغل العمود الرأسي نفسه، مثلًا، تمتلك خواصّ كيميائية متشابهة. ويمثّل التركيب البنائي للجدول الدوري كيف نُظّمت الإلكترونات داخل ذرّات كل عنصر، وهذا ما يُحدّد خواصّه الكيميائية. ويصف الدرس الثاني الطريقة التي تتكرّر بها الخاصّية في كل صف، كخاصّية نصف القطر الذرّي، الذي تكون قيمته هي الأكبر في العنصر الأوّل من كل صف، ثم تتناقص كلما اتّجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الصف الواحد. ويستكشف الجزء الأخير من الوحدة الأولى كيف تتفاعل مجموعات العناصر بطريقة متشابهة، كأن يتّحد كل عنصر من عناصر الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم بنسبة واحد إلى واحد مع الكلور لتكوين الأملاح: $LiCl$، و $NaCl$، و KCl.

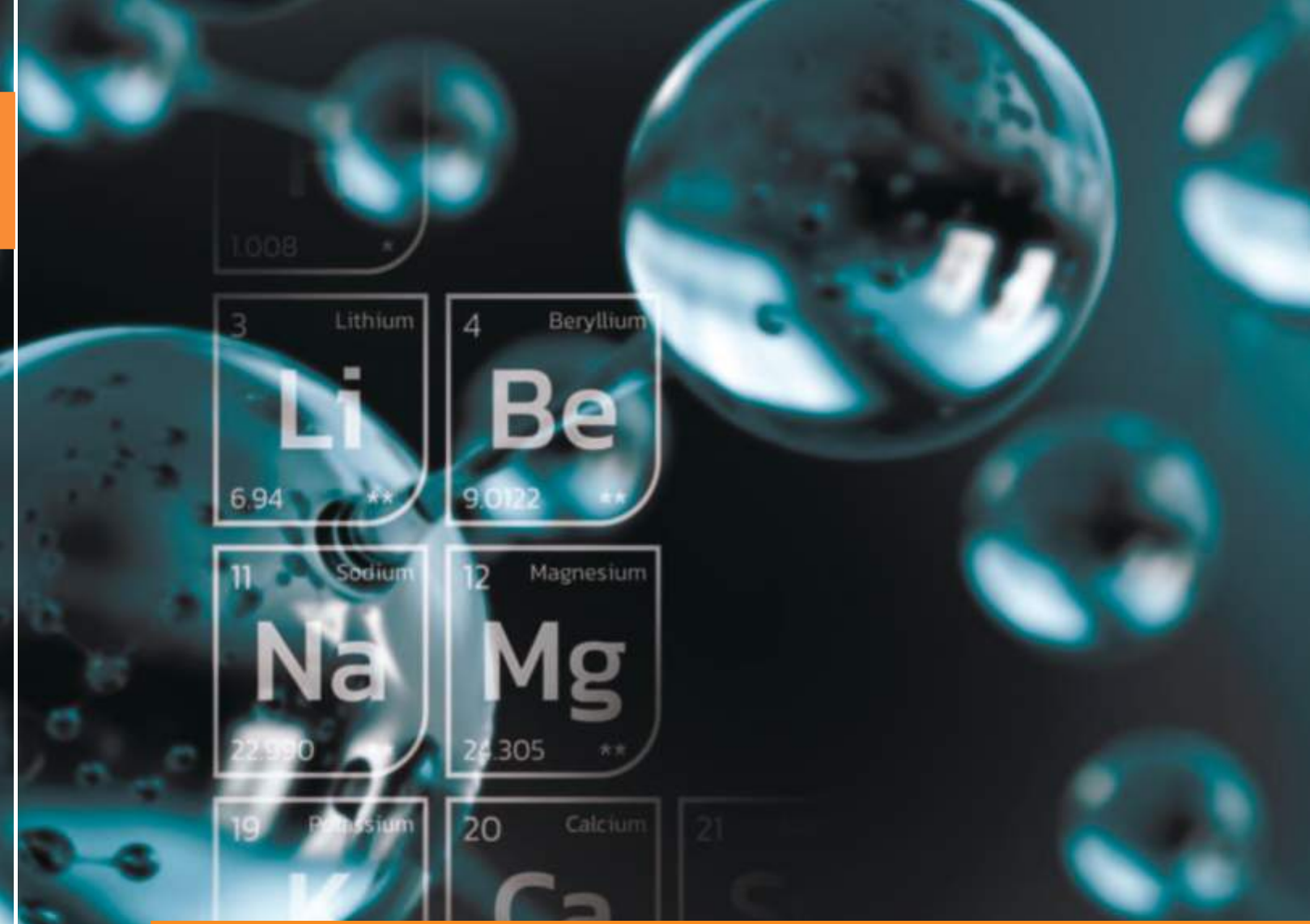
جدول المحتويات

الوحدة 1 الدورية في خصائص العناصر 2

الدرس 1-1 الجدول الدوري للعناصر 4

الدرس 1-2 تدرُّج الخواص الدورية للعناصر 22

الدرس 1-3 النشاط الكيميائي للعناصر 32



الوحدة 1

الدورية في خصائص العناصر

Periodicity in the Properties of Elements

في هذه الوحدة

C1002

الدرس 1-1: الجدول الدوري للعناصر

الدرس 1-2: تدرُّج الخواص الدورية للعناصر

الدرس 1-3: النشاط الكيميائي للعناصر

الوحدة 1

مقدّمة الوحدة

يُعد الجدول الدوري أهمّ مخطّط علمي تمّ إنجازه. يحدد موقع كل عنصر في الجدول الدوري، الخصائص الكيميائية لذلك العنصر. على سبيل المثال، العناصر التي تقع في نفس العمود الرأسي لديها خصائص كيميائية متشابهة.

يقدّم الدرس 1-1 كيفية ترتيب العناصر في مجموعات (أعمدة رأسية) ودورات (صفوف أفقية) في الجدول الدوري. تعتمد بنية الجدول الدوري على كيفية ترتيب الإلكترونات في ذرّات كل عنصر من العناصر الواردة في الجدول. لذلك، يُعدّ تركيب الجدول الدوري تمثيلًا مرئيًا للتوزيع الإلكتروني للعناصر، حيث تتضمّن أنحاء مختلفة من الجدول الدوري عناصر ذات خصائص فيزيائية وكيميائية مميّزة، مثل الفلزّات واللافلزّات.

يصف الدرس 1-2 الطريقة التي تتكرّر بها خصائص محدّدة للعناصر التي تنتمي إلى كل دورة ومجموعة في الجدول الدوري. كأن يكون نصف القطر الذرّي للعنصر الأوّل من كل دورة أكبر من نصف القطر الذرّي للعنصر الذي يليه. ما يعني أنَّ نصف القطر الذرّي للعناصر يقلّ عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة، ويتزايد من أعلى إلى أسفل المجموعة الواحدة.

يتعلَّق الدرس 1-3 بكيفية تفاعُل مجموعات محدّدة من العناصر بالطريقة نفسها، مثل فلزّات المجموعة الأولى: الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم. تتفاعل هذه الفلزّات مع الكلور مثلًا، وتكون بنسبة واحد إلى واحد لتكوين مُركّبات، وتكون صيَغها على التوالي: $LiCl$، $NaCl$، KCl.

الأنشطة والتجارب

a1-1	توزيع بور الإلكتروني والجدول الدوري
b1-1	الفلزّات واللافلزّات.
a3-1	النشاط الكيميائي للفلزّات.
b3-1	النشاط الكيميائي للهالوجينات.

الدرس 1-1

الجدول الدوري للعناصر

The Periodic Table of Elements

يُعدّ الجدول الدوري واحدًا من الرموز الأكثر تميزًا في أي مجال من مجالات الدراسة، لأنّه يحتوي على كمّية كبيرة من المعلومات التي يمكن استنتاجها من خلال ترتيب العناصر في دورات ومجموعات وفقاً للتوزيع الإلكتروني لذرّات تلك العناصر. في العام 2019 احتفل العالم بالذكرى المئة وخمسين لإنشاء الجدول الدوري بطابع تذكاري عليه صورة العالم مندليف (**الشكل 1-1**).

مخرجات التّعلُّم

C1002.1 يجري نشاطًا لمحاكاة اشتقاق جدول مندليف الدوري باستخدام معلومات عن العناصر المعروفة حتى عام 1869.

C1002.2 يتعرّف إلى جدول مندليف الدوري كوسيلة لتصنيف العناصر وفقًا لخصائصها. ويحدد موقع الفلزّات الأكثر نشاطًا والأقل نشاطًا في الجدول الدوري، ويحدد موقع الفلزّات واللافلزّات.

C1002.3 يستنتج أن العناصر ذات الخصائص المتشابهة مرتبة في أعمدة في الجدول الدوري، وأن خصائص العناصر تتغيّر تدريجيًا خلال الصفوف.

C1002.4 يربط التصنيف الدوري الحديث بالتركيب الإلكتروني للعناصر. ويشرح من خلال النظائر، كيف أدى هذا إلى تغيّر الترتيب الذي اقترحه مندليف وأدى إلى اكتشاف عناصر ما بعد اليورانيوم.

C1002.5 يصف التدرُّج في الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر ومركباتها البسيطة ضمن المجموعات الأولى (I) والثانية (II) والسابعة (VII) والثامنة (VIII) (الصفرية)، ويفسر هذا التدرُّج من حيث التركيب الذرّي.

الشكل **1-1** صدر عام 2019 طابع احتفالي تذكاري من قرغيزستان احتفاءً بالذكرى السنوية المئة وخمسين لإنشاء الجدول الدوري.

المفردات

Periodicity	الدورية
Isotopes	النظائر
Period	الدورة
Main group elements	عناصر المجموعة الرئيسة
Transition metals	العناصر الانتقالية
Group	المجموعة
Energy level	مستوى الطاقة
Noble gases	الغازات النبيلة(الخاملة)
Alkali metals	الفلزّات القلوية
Alkaline earth metals	الفلزّات القلوية الأرضية
Halogens	الهالوجينات
Metalloids	أشباه الفلزّات
Trans-uranium elements	عناصر ما بعد اليورانيوم

تنظيم جدول دوري وفق أسلوب مندليف

صمّم العالم الروسي ديمتري مندليف Demitri Mendeleev أوّل جدول دوري مفيد للعناصر، ونشره في العام 1869. ولكن العناصر المعروفة في ذلك الوقت كانت تبلغ نصف العناصر المعروفة اليوم تقريبًا. وعندما رتّب مندليف العناصر وفق الكتلة الذرّية ، لاحظ أن هناك خصائص أخرى تُظهر نمطًا دوريًّا. وعلى عكس العلماء الذين حاولوا في وقت سابق تنظيم العناصر، حاول مندليف عدم وضع العناصر في مجموعات لا تنتمي إليها، إذ ترك فراغات في جدوله الدوري للعناصر غير المكتشفة التي اعتقد أنها ستشغل هذه الفراغات يومًا ما. وبناءً على خصائص العناصر المحيطة بتلك المساحات الفارغة، استطاع مندليف توقُّع الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر غير المكتشفة في ذلك الوقت.

نشاط (مجموعات ثنائية)

سوف يزوّدك معلّمك بنموذج لنسخة معدّلة من أحد الجداول الدورية الأولى لمندليف الموضّحة في **الجدول 1-1**. يحتوي الجدول على رموز بعض العناصر والكتلة الذرّية لكل عنصر.

الجدول 1-1 نموذج لنسخة معدّلة من جدول مندليف الدوري.

الصف	المجموعة I	المجموعة II	المجموعة III	المجموعة IV	المجموعة V	المجموعة VI	المجموعة VII	المجموعة VIII
1	H = 1							
2	Li = 7						F = 19	
3			Al = 27.3			S = 32		
4		Ca = 40		Ti = 48			Mn = 55	Fe = 56 Co = 59 Ni = 59 Cu = 63
5		Zn = 65			As = 75		Br = 80	

يبيّن هذا النموذج الصفوف الخمسة الأولى فقط من الجدول الدوري لمندليف، لاحظ وجود بعض الخانات الفارغة التي تمثّل العناصر المفقودة.

وسوف يزوّدك معلّمك أيضًا بورقة بيانات تحتوي على بعض خصائص العناصر التي لم ترد في الجدول 1-1 باستثناء ثلاثة عناصر تنتمي إلى هذا النموذج.

1. باستخدام الكتل الذرّية المعطاة كدليل، حدّد العناصر التي تنتمي إلى الخانات الفارغة في النموذج. ستبقى ثلاث خانات فارغة.
2. باستخدام الكتل الذرّية للعناصر حول الخانات الفارغة الثلاث، توقّع الكتل الذرّية للعناصر الثلاثة المفقودة وسجّل توقّعاتك على النموذج.
3. باستخدام ورقة البيانات، املأ النموذجَين الآخرَين على ورقة العمل، مع وضع بيانات الكثافة على نموذج واحد، وبيانات درجة الانصهار على النموذج الآخر.
4. قارن بين كثافة العناصر في المجموعات الخامسة (V) والسادسة (VI) و السابعة (VII) ودرجات انصهارها. أيّ عنصر في كل مجموعة لا يبدو أنه ينتمي إليها؟ هل تنتمي هذه العناصر إلى مجموعات مختلفة في الجدول الدوري الحديث؟ إذا كان الأمر كذلك ، فما هي المجموعات التي تنتمي إليها هذه العناصر الآن؟

العناصر وطبيعة المادة

تنتشر آلاف الأنواع من المواد في غرفة الصف وفي المحيط من حولها. فكّر مليًا في كل مكوّن مختلف موجود في الهواء، والتربة، والجدران، والأرض، والكتب، والطاولات، وفي أيّ شيء آخر. لقد ساد اعتقاد لدى القدماء أنَّ الأنواع المختلفة من المادة هي عبارة عن اندماج لأربعة عناصر فقط، وهي: التراب، والهواء، والنار، والماء. لكن في يومنا هذا غدَوْنا نعرف أنَّ الأنواع المختلفة للمادة مكوّنة من ترابط عناصر مختلفة. فعلى سبيل المثال، تحتوي المواد الأربع المختلفة المبيّنة في **الشكل 1-2** على عناصر الهيدروجين والكربون والأكسجين فقط.

الشكل 1-2 أربعة أنواع من المواد مكوّنة من العناصر الثلاثة نفسها: الهيدروجين والكربون والأكسجين.

تمّ اكتشاف أوّل العناصر الحديثة في العام 1649م، حيث استطاع العالم هينينج براند استخراج مادة بيضاء مشعّة، وهي الفوسفور، من بول الإنسان. وتابع علماء كثيرون عملية الاستقصاء هذه؛ وبحلول العام 1860م، أحصى علم الكيمياء الجديد ما بين 50 و 60 عنصرًا من العناصر التي نميّزها في وقتنا الراهن (**الشكل 1-3**). ومع اكتشاف المزيد من العناصر الجديدة طُرح الكثير من الأسئلة، ومنها:

- ما عدد العناصر التي كانت معروفة في ذلك الوقت؟
- هل كانت هناك علاقات تربط بين هذه العناصر؟
- هل كانت العناصر الـ 63 نفسها مكوّنة من جُسَيْمات أبسط منها؟
- ما الذي جعل خصائص العناصر مختلفة بعضها عن بعض؟
- لماذا تتشابه بعض الخصائص لعناصر محدّدة مع نفس الخصائص لعناصر محدّدة أخرى؟

العناصر التي كانت معروفة عام 1860م

H																	
Li	Be											B	C	N	O	F	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La		Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi			

الشكل 1-3 العناصر المعروفة عندما تمّ تطوير أوّل جدول دوري للعناصر في العام 1860م.

نشأة فكرة دورية خواص العناصر

في العام 1817م، اكتشف يوهان دوبراينر أنَّ قيمة الكتلة الذرّية لعنصر السترونشيوم تقع في الوسط بين الكتلة الذرّية لعنصر الكالسيوم والكتلة الذرّية لعنصر الباريوم، وهي جميعًا تمتلك خصائص متشابهة. ونشر عام 1829م قانون الثلاثيّات، (**الجدول 1-2**)، الذي رأى فيه أنَّ العناصر التي شكّلت ثلاثيّات يمتلك فيها العنصر الأوسط خصائص تكون متوسّطة بين العنصرَين الآخرَيْن. ومع ذلك، فإن لهذه النظرية عيبًا أساسيًا يتمثّل في أنَّ العناصر لا تتناسب كلّها مع الثلاثيّات.

الجدول 1-2 ثلاثيّات دوبراينر.

الثلاثية	العنصر	الكتلة الذرّية
1	ليثيوم (Li)	7
	صوديوم (Na)	23
	بوتاسيوم (K)	39
2	كالسيوم (Ca)	40
	سترونشيوم (Sr)	87.6
	باريوم (Ba)	137.3
3	كلور (Cℓ)	35.5
	بروم (Br)	80
	يود (I)	127

في العام 1865م، رتّب العالم جون نيولاندز العناصر، ووضعها في مجموعات وفقًا لازدياد كتلها الذرّية. فقد لاحظ تكرارًا لخصائص متشابهة بين بعض العناصر بدءًا من كل ثامن عُنصر (مثل تكرار أيام الأسبوع). وأصبح ذلك معلومًا لنا بما يُسمّى قانون نيولاندز للثمانيّات (**الشكل 1-4**). نذكر كمثال على ذلك أنّ الهيدروجين والفلور والكلور تنتمي إلى مجموعة ثمانيّة لها خصائص متشابهة، وهذا يصح على الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، ويصحّ أيضًا على كل من البريليوم، والمغنيسيوم والكالسيوم. غير أنَّ قانون الثمانيّات بعد عنصر الكالسيوم لا يصف خصائص العناصر بدقّة، بالإضافة إلى أنَّ الكثير من العناصر لا تتناسب مع هذا النمط.

نظرية ثمانيات نيولاندز

الترتيب																			
1	H	1	F	19	Cℓ	35	Co + Ni	59	Br	80
2	Li	7	Na	23	K	39	Cu	64	Rb	85
3	Be	9	Mg	24	Ca	40	Zn	65	Sr	88
4	B	11	Al	27	Cr	52	Y	89	Ce + La	139
5	C	12	Si	28	Ti	48	In	115	Zr	91
6	N	14	P	31	Mn	55	As	210	Nd + Mo	94
7	O	16	S	32	Fe	56	Se	79	Ro + Ru	102

العنصر ↑ ↑ الكتلة الذرّية

الشكل 1-4 ثمانيّات نيولاندز

لاحظ أنّ الغازات النبيلة He، Ne، Ar و Kr لم تكن معلومة في العام 1860م، لأنّها لا تتفاعل مع أيّ من العناصر الأخرى، فلم تُكتشَف. وقد تمّ اكتشاف الهيليوم من خلال طيف أشعّة الشمس عام 1868، كما تم تحديد الغازات النبيلة الأخرى Ne، و Ar، و Kr لأوّل مرة على يد العالم ويليام رامسي بين العامَين 1895 و 1898م.

الجدول الدوري لمندليف

تمّ عام 1860م ترتيب العناصر في مجموعات وفقًا لكتلها الذرّية، أو وفقًا لخصائصها المشتركة، على أنّها فلزّات أو غازات. وقد أنشأ مندليف بطاقات لكل عنصر من العناصر الـ63 التي كانت معلومة آنذاك، فدوّن عليها الكتلة الذرّية وبعض الخصائص الكيميائية لكلّ عنصر.

واستطاع مندليف التوصّل إلى ترتيب العناصر وفقًا لازدياد كتلها الذرّية، وحاول وضع العناصر التي لها خصائص متشابهة في الصف نفسه؛ لاحظ مثلًا في **الشكل 1-5** أن Li و Na و K و Rb و Cs تقع في الصف نفسه. وقد لاحظ مندليف أنَّ الخصائص تتكرّر من صف إلى آخر، وهذا ما يُسمّى **بالدورية Periodicity**، وهي كلمة أخرى للتعبير عن التكرار المنتظم. لذلك أصبح هذا المخطّط بعد ذلك يُعرَف بالجدول الدوري.

وضع مندليف بعض العناصر خارج الترتيب لكي تتناسب مع خصائص العناصر، ومن دون أن يدرك ذلك، بدا وكأنّه يستخدم الترتيب الحديث للعناصر أي وفقًا لازدياد عددها الذرّي. وافترض مندليف أنَّ هناك عناصر غير معروفة، فترك فراغات في جدوله الدوري لهذه العناصر ريثما يتم اكتشافها. (**الشكل 1-5**).

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104.4	Pt = 197.1
			Fe = 56	Ru = 104.4	Ir = 198
H = 1			Ni, Co = 59	Pd = 106.6	Os = 199
	Be = 9.4	Mg = 24	Cu = 63.4	Ag = 108	Hg = 200
	B = 11	Al = 27.3	Zn = 65.2	Cd = 112	
	C = 12	Si = 28	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	N = 14	P = 31	? = 70	Sn = 118	
	O = 16	S = 32	As = 75 Se = 79.4	Sb = 122 Te = 128?	Bi = 210?
	F = 19	Cl = 35.5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85.4	Cs = 133	
		Ca = 40	Sr = 87.6	Ba = 137	Tl = 204
		? = 45			Pb = 207
		?Er = 56	Ce = 92		
		?Yt = 60	La = 94		
		?In = 75.6	Di = 95		
			Th = 118?		

الشكل 1-5 جدول مندليف الدوري الأوّل.

اعتقد مندليف أنَّ اليود ينتمي إلى المجموعة التي تتضمّن F و Cℓ و Br وأن Te ينتمي إلى المجموعة التي تتضمّن O و S استنادًا إلى خصائصها المتشابهة. يعود الاختلاف بين الكتلة الذرّية وخصائص كلّ من I و Te إلى وجود النظائر. فاليود (I) له نظير واحد يوجد بشكل طبيعي، هو I-127، أما Te فله ثمانية نظائر يكون فيها النظيران Te-128، و Te-130 هما الأكثر وفرة، وكلّ منهما له كتلة ذرّية أكبر من الكتلة الذرّية لنظير اليود I-127.

وإليك بعض من مَواطن القوّة ومَواطن الضعف لجدول مندليف:

مَواطن القوة	مَواطن الضعف
حدَّد قيمة الكتلة الذرّية لبعض العناصر التي كانت مقدّرة خطأ في السابق.	رتّب العناصر بحسب زيادة الكتلة الذرّية، وبالتالي حدث بعض الخلل في الترتيب التصاعُدي
ترك أماكن فارغة لعناصر جديدة توقّع اكتشافها مثل: عنصر أطلق عليه إسم (إيكا سيليكون)، أي شبيه السيليكون، وقد تم اكتشافه عام 1886م وسمّي الجرمانيوم، وكانت له الخواص نفسها التي توقّعها مندليف.	لم يتمكّن من تفسير تدرُّج الخواص الكيميائية لبعض العناصر في جدوله؛ إذ وضع أكثر من عنصر في مربّع واحد مثل: النيكل والكوبالت.
اكتشف نمطًا محدّدًا يتكرّر من خلال ترتيب العناصر بحسب الزيادة في الكتلة الذرّية.	لم يتطرّق جدول مندليف إلى العناصر النبيلة، ولا إلى النظائر لأنها لم تكن معروفة في ذلك الوقت.

النظائر والتركيب الذرّي

لم يكن تركيب الذرّة معلومًا في زمن مندليف، فقد رتّب دوبراينر ونيولاندز ومندليف جميعهم العناصر وفقًا لازدياد كتلها الذرّية، لأنهم كانوا يعرفونها. ووجدوا بعض العناصر تبدو وكأنها لا تتّبع هذا الترتيب. لكننا في الوقت الراهن، نعلم أنَّ جميع ذرّات العنصر نفسه لها عدد البروتونات نفسه التي تتضمّنها النواة. ومع ذلك، فقد تكون لها أعداد مختلفة من النيوترونات. **فالنظائر Isotopes** هي الذرّات التي لها العدد نفسه من البروتونات، ولكنها تختلف في أعداد النيوترونات، أي أنها تختلف أيضًا في العدد الكتلي.

	الهيدروجين-3 (التريتيوم)	الهيدروجين-2 (الديوتيريوم)	الهيدروجين-1	الكربون-14	الكربون-13	الكربون-12
البروتونات	**1**	**1**	**1**	**6**	**6**	**6**
النيوترونات	2	1	0	8	7	6
العدد الكتلي	**3**	**2**	**1**	**14**	**13**	**12**

الشكل 1-6 نظائر الكربون والهيدروجين.

النظائر هي ذرّات للعنصر نفسه لها أعداد البروتونات نفسها ولكنها تختلف بأعداد النيوترونات.

يبيّن **الشكل 1-6** نظائر الكربون والهيدروجين، فذرّات الهيدروجين جميعها لها بروتون واحد، إلّا أن نظائر الهيدروجين قد يكون لها 0، أو 1، أو 2 من النيوترونات. أمّا نظائر الكربون جميعها فلها ستة بروتونات، إلّا أن أحد نظائر الكربون له ستة نيوترونات (الكربون-12)، والنظير الثاني له سبعة نيوترونات (الكربون-13)، والنظير الثالث له ثمانية نيوترونات (الكربون-14).

تحتوي الكثير من العناصر على خليط من النظائر في الطبيعة؛ وتمثّل قيمة الكتلة الواردة في الجدول الدوري متوسّط الكتلة الذرّية لنظائر العنصر. ولمّا كانت نظائر العنصر تتشابه في عدد البروتونات، فقد اكتسبت الخصائص الكيميائية نفسها. فنظير الهيدروجين-1 مثلًا له الخواص الكيميائية نفسها لنظير الهيدروجين-2 (الديوتيريوم)، في حين أنّهما يختلفان في الخصائص الفيزيائية لاختلافهما في عدد النيوترونات؛ فدرجة غليان الماء H_2O (100°C) مثلًا أدنى من درجة غليان الماء الثقيل D_2O (101.4°C).

مثال 1

ما عدد البروتونات والنيوترونات في ذرّة عنصر النيتروجين-15؟

الحلّ:

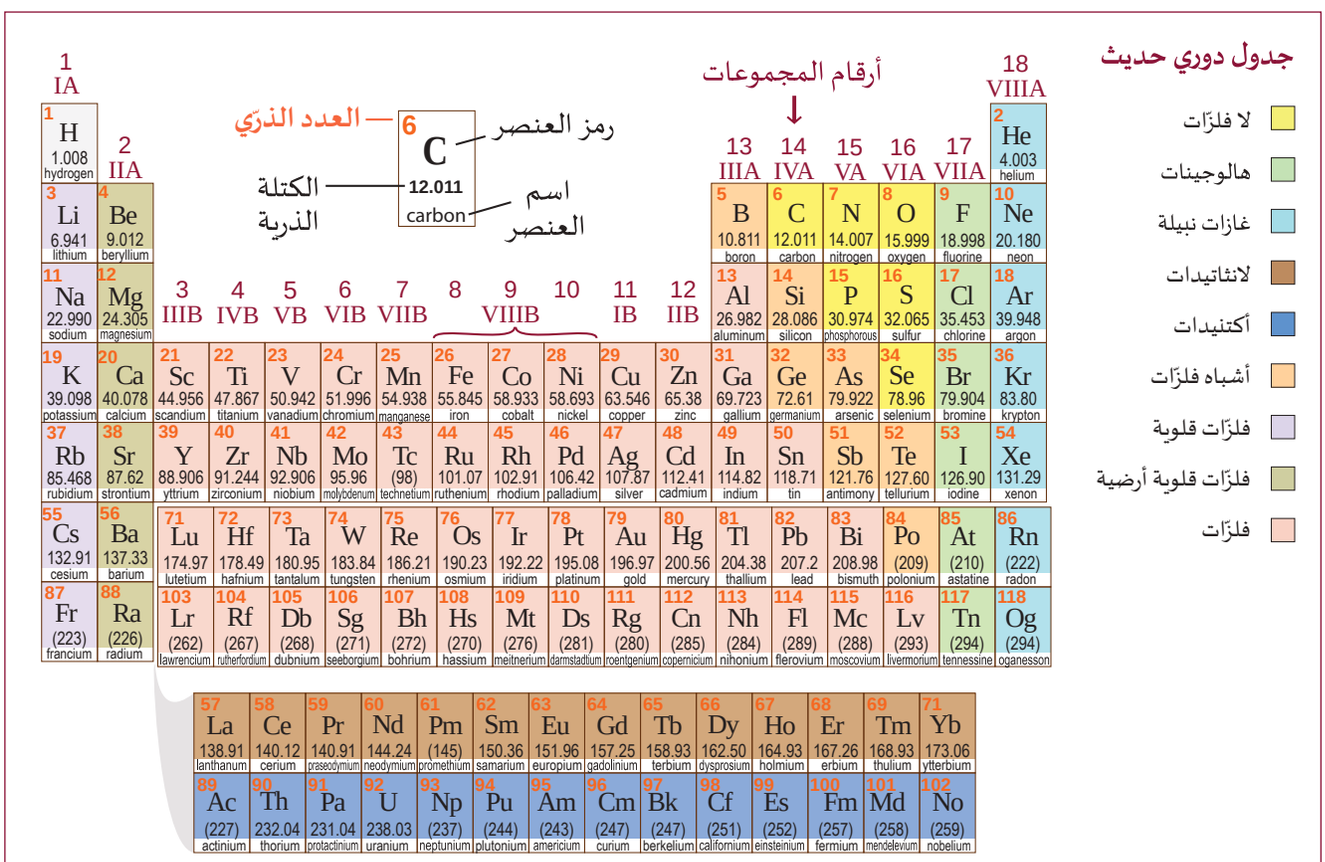
العدد الذرّي لعنصر النيتروجين هو 7، فلا بدّ أن يكون عدد البروتونات في هذه الذرّة هو 7. العدد الكتلي لهذا النظير هو 15، لذلك فلا بد أن يكون عدد النيوترونات = 15 – 7 = 8 نيوترونات.

الجدول الدوري الحديث

في العام 1913م، اكتشف العالم هنري موزلي أن كل عنصر في الجدول الدوري له شحنة نووية أكبر من العنصر الذي سبقه بشحنة واحدة؛ وقد قاد اكتشاف موزلي للعدد الذرّي إلى التحقّق من صحّة الجدول الدوري لمندليف، وأصبح ترتيب العناصر في الجدول الدوري الحديث يعتمد على الزيادة في العدد الذرّي للعناصر وليس على الزيادة في العدد الكتلي، كما كان معتمدًا في جدول مندليف.

يبيّن **الشكل 1-7** جدولًا دوريًا حديثًا، حيث رُتّبَت فيه العناصر وفق الزيادة في العدد الذرّي للعناصر. تُسمّى الأعمدة فيه **مجموعات Groups**، حيث تتشابه الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر في المجموعة نفسها. يحتوي الجدول الدوري على ثماني عشرة مجموعة، تمّ ترقيمها بطرائق مختلفة حتى ثمانينات القرن العشرين (1980's)، حيث تمّ استخدام الأرقام الرومانية مع الحرفين "A" أو "B" كعنوانَيْن رئيسين لفئتين مختلفتين. وفي نهاية ثمانينات القرن العشرين (1980's)، أوصى الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية (IUPAC) بترقيم المجموعات من (1) إلى (18) بحيث تكون الجداول الدورية موحّدة . إلا أنّ كلا المصطلحَين لا يزالان مستخدمَين حتى اليوم.

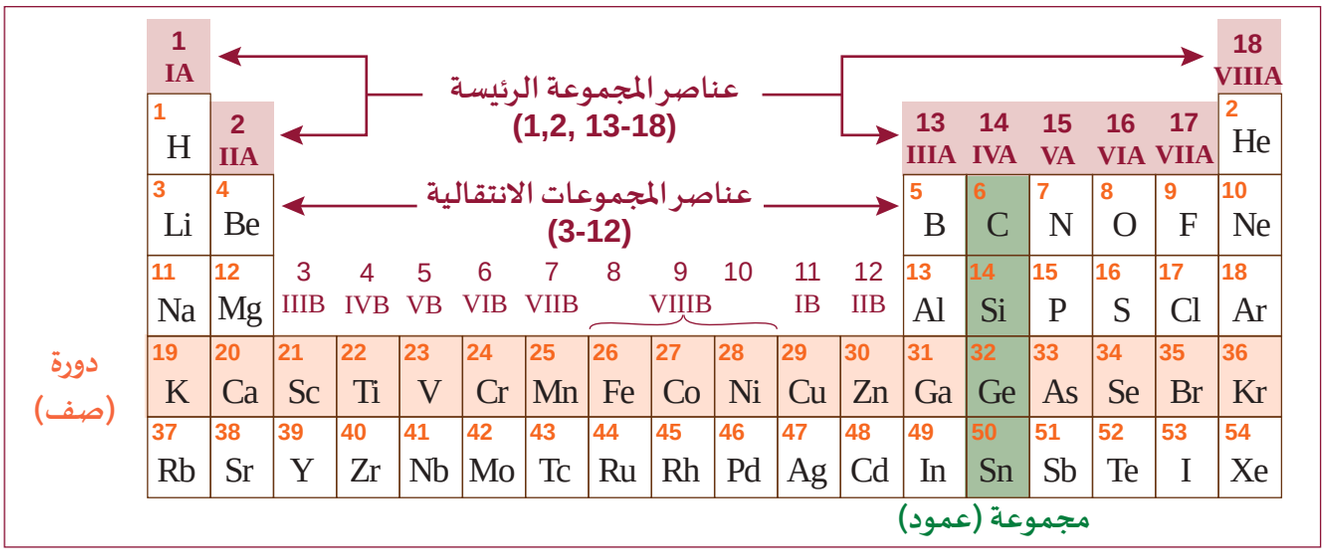
تمّ أيضًا ترتيب العناصر وفقًا لازدياد أعدادها الذرّية من اليسار إلى اليمين، حيث أطلقت على كل صف من الصفوف اسم **الدورة Period**. يتضمّن الجدول الدوري 7 دورات تبدأ كل منها بفلزّ قلوي، وتنتهي بغاز نبيل. ويتمّ في الغالب وضع العناصر ذات العدد الذرّي من (57) إلى (71) والعناصر ذات العدد الذرّي من (89) إلى (102) في أسفل الجدول الدوري، بحيث يكون الجدول مناسبًا لكي يوضع في صفحة واحدة ، ويكون جدولًا مضغوطًا بشكل أكثر كفاءة.



الشكل 1-7 جدول دوري حديث.

تابع: الجدول الدوري الحديث

عناصر المجموعة الرئيسة Main group elements (أو ما يُسمّى بالعناصر الممثّلة) هي العناصر التي تنتمي إلى المجموعات 1 (IA)، و 2 (IIA)، و 13 (IIIA) وصولًا إلى المجموعة 18 (VIIIA)، لاحظ **الشكل 1-8**. تشكّل عناصر المجموعة الرئيسة ما يقارب 80% من القشرة الأرضية، ويتم تمييز كيمياء هذه العناصر من خلال تفاعُل الإلكترونات الخارجية في الذرّة (إلكترونات التكافؤ). أمّا المجموعات التي تقع في الأعمدة من(3) إلى (12)، فتُسمّى عناصر المجموعات الانتقالية، أو **الفلزّات الانتقالية Transition metals**.



الشكل 1-8 تنظيم الجدول الدوري.

أدّت الأبحاث العلمية المستمرّة إلى وجود فوارق عديدة بين الجدول الدوري الحديث وجدول مندليف الأساسي الذي صدر عام 1869، وتبيّن المقارنة بين هذَين الجدولَين تلك الفروقات.

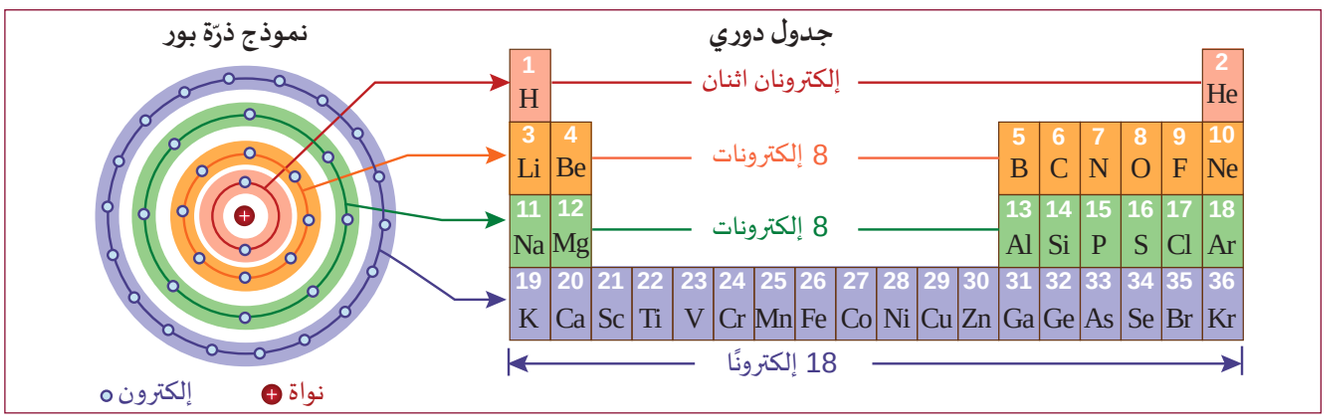
جدول مندليف	الجدول الدوري الحديث
نظّم العناصر بحسب الزيادة في العدد الكتلي للعناصر.	نظّم العناصر بحسب الزيادة في العدد الذرّي للعناصر.
يحتوي على 63 عنصرًا فقط.	يحتوي على 118 عنصرًا معروفاً.
يحتوي على فراغات عديدة لأنّه هناك عناصر لم تكن مكتشفة بعد.	ليس فيه فراغات وقد وضعت جميع العناصر المعروفة في أماكنها.
يحتوي على 8 أعمدة و 12 صفًّا.	يحتوي على 18 عمودًا و 7 صفوف.
وُضعت بعض العناصر في نفس العمود، رغم أنها ليست متشابهة كيميائيًا.	وُضعت العناصر ذات الخصائص الكيميائية نفسها في العمود نفسه.
لم يأخذ في الحسبان النظائر والتركيب الذرّي الحديث.	أخذ في الحسبان النظائر والتركيب الذرّي الحديث.

- قبل العام 1962 كانت الغازات النبيلة تُسمّى "الغازات الخاملة ". ابحث لماذا هذا الاسم واردٌ علميًا؟
- لا يتضمّن الجدول الدوري الحديث المبيّن في **الشكل 1-7** فراغات على الإطلاق؛ وبالتالي لا يتضمّن خانات فارغة لإضافة أي عنصر جديد قد يكتشف. ابحث أين يمكن إضافة عنصر قد يكتشف حديثًا بعد عنصر الأوجانيسون (Og).

العناصر ونموذج ذرّة بور

سبق أن تعلّمت عن التركيب الذرّي، وكيف أنّ العدد الذرّي يمثّل عدد البروتونات. ولمّا كانت الذرّة متعادلة كهربائيًا، فلا بدّ أنّها تحتوي على عدد إلكترونات مساوٍ لعدد البروتونات فيها. وتُشكّل البروتونات والنيوترونات نواة صغيرة جدًا تقع في مركز الذرّة، أمّا الإلكترونات فتملأ حجم الذرّة المحيط بالنواة، وهي التي تحدّد كيف تتفاعل الذرّات مع الذرّات الأخرى.

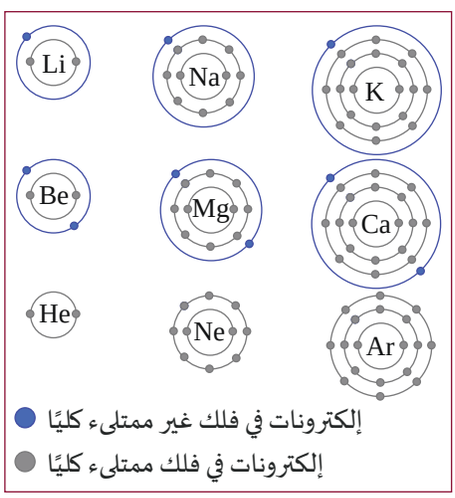
في العام 1913م، اقترح الفيزيائي نيلز بور نموذجًا للذرّة تشغل فيه الإلكترونات مدارات تدور فيها حول النواة الموجبة بشكل مشابه لدوران الكواكب حول الشمس في النظام الشمسي. وعلى عكس الكواكب، فإنّ كل مدار في ذرّة بور يحتوي على عدةّ إلكترونات، ويكون عددها في كل مدار مطابقًا لعدد العناصر من كل صف في الجدول الدوري (**الشكل 1-11**). ويرجع تكرار الخصائص التي تحدّد دورات الجدول الدوري إلى الطريقة التي تُرتَّب بها الإلكترونات في المدارات.



الشكل 1-9 نموذج بور للذرّة، وهو يبيّن أكبر عدد من الإلكترونات التي يمكن أن يتضمّنها كل مدار للذرّة؛ ويبيّن بالتالي عدد العناصر في كل من الدورات الأربع الأولى في الجدول الدوري الحديث.

ترتبط صفوف (دورات) الجدول الدوري بطريقة توزيع الإلكترونات في الذرّة.

- يحتوي العنصر الأوّل من كل دورة على إلكترون واحد في المدار الخارجي الأخير (إلكترون تكافؤ واحد)، ويمكن أن يُفقد هذا الإلكترون بكل سهولة لتكوين أيون يحمل شحنة موجبة مقدارها (1+)، مثل تكوين عنصر الليثيوم لأيون الليثيوم (Li^+)، وعنصر الصوديوم لأيون الصوديوم (Na^+)، وعنصر البوتاسيوم لأيون البوتاسيوم (K^+).
- يحتوي العنصر الثاني من كل دورة على إلكترونَيْن فقط في المدار الخارجي الأخير، ويمكن أن يفقدهما العنصر لتكوين أيون يحمل شحنة موجبة مقدارها (2+)، مثل تكوين عنصر البريليوم لأيون البريليوم (Be^{2+})، وعنصر المغنيسيوم لأيون المغنيسيوم (Mg^{2+})، وعنصر الكالسيوم لأيون الكالسيوم (Ca^{2+}).
- يحتوي العنصر الأخير من كل دورة على مدار خارجي أخير ممتلئ بالإلكترونات(ثمانية إلكترونات) عدا عنصر الهيليوم (He)، وهذه العناصر هي الغازات النبيلة (He، Ne، Ar و Kr) وهي عناصر غير نشطة كيميائيًا، ومعظمها لا يكوّن أيونات.



الشكل 1-10 ترتيب الإلكترونات في ذرّات عناصر المجموعات الأولى والثانية والثامنة عشرة.

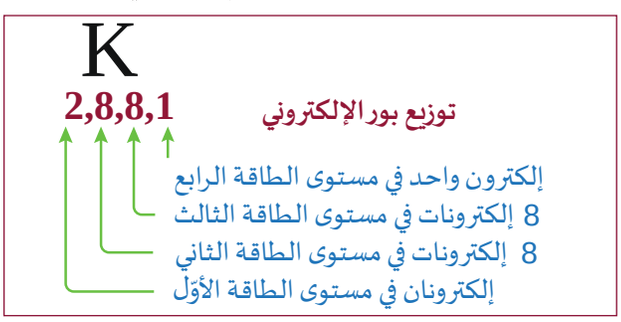
توزيع بور الإلكتروني

يدلّ موقع العنصر في الجدول الدوري على التوزيع الإلكتروني في ذرّات هذا العنصر. وأصبح في الجدول الدوري الحديث، وحسب النظرية الحديثة للتركيب الذرّي، يُستخدم ما يُسمّى **مستوى الطاقة Energy level** بدلًا من مدار بور. ويُعدّ أدنى مستوى طاقة المستوى الأقرب إلى النواة، وهو يحتوي على إلكترونين، تمامًا كما هو موجود في مدار بور الأوّل الداخلي (الأقرب إلى النواة). هذه بعض من قواعد تحديد توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة (مدارات بور المختلفة):

1. تملأ الإلكترونات مستويات الطاقة الأقرب إلى النواة أوّلاً، أي مستويات الطاقة الأدنى، وهذا نتيجة التجاذب القوي بين الإلكترونات ذات الشحنة السالبة والنواة ذات الشحنة الموجبة.
2. يتّسع كل مستوى طاقة لعدد محدّد فقط من الإلكترونات، أما الإلكترونات الإضافية فيتمّ وضعها في مستوى طاقة أعلى يكون أبعد عن النواة.

- يتّسع مستوى الطاقة الأوّل (مدار بور الأوّل) لإلكترونَيْن.
- يتّسع مستوى الطاقة الثاني (مدار بور الثاني) لثمانية إلكترونات.
- يتّسع مستوى الطاقة الثالث (مدار بور الثالث) لثمانية إلكترونات (أو 18 إلكترونًا في الذرّات التي لديها عدد ذرّي كبير).
- يتّسع مستوى الطاقة الرابع (مدار بور الرابع) لثمانية عشر إلكترونًا (أو 32 إلكترونًا في الذرّات التي لديها عدد ذري كبير).

يحتوي الجدول الدوري الكامل على سبعة مستويات للطاقة، إلا أن هذه الوحدة سوف تهتمّ بمستويات الطاقة الأربعة الأولى فقط. ولكتابة التوزيع الإلكتروني، يُحدّد عدد الإلكترونات في كل مستوى طاقة. يبيّن **الشكل 1-11** توزيع بور الإلكتروني للبوتاسيوم الذي يحتوي على 19 إلكترونًا (عدده الذرّي يساوي 19). وستتعلم طريقة توزيع إلكتروني أكثر دقة للعناصر بعد عنصر الكالسيوم Ca_{20} في المستوى الحادي عشر.



الشكل 1-11 توزيع بور الإلكتروني لعنصر البوتاسيوم (K_{19}).

مثال 2

اكتب توزيع بور الإلكتروني لعنصر النيتروجين N_7 والسيليكون Si_{14} والبروم Br_{35}

الحلّ:

العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
النيتروجين	7	**2, 5**
السيليكون	14	**2, 8, 4**
البروم	35	**2, 8, 18, 7**

نشاط a1-1 توزيع بور الإلكتروني والجدول الدوري

سؤال الاستقصاء	ما العلاقة بين التوزيع الإلكتروني وموقع العنصر في الجدول الدوري؟
الموادّ المطلوبة	ورقة عمل a1-1.

لديك مقطع من الجدول الدوري الحديث، قم باستكماله من خلال كتابة التوزيعات الإلكترونية المفقودة لعناصر الدورات الثلاث الأُولى.

المجموعة 1	المجموعة 2	المجموعة 13	المجموعة 14	المجموعة 15	المجموعة 16	المجموعة 17	المجموعة 18
1 H 1							2 He 2
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N 2, 5	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg 2, 8, 2	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar

الأسئلة

a. يُسمّى عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير بإلكترونات التكافؤ. قارن بين إلكترونات التكافؤ لعناصر المجموعة الأولى وعناصر المجموعة الثانية.

b. ما العلاقة بين عدد مستويات الطاقة الرئيسة ورقم الدورة التي ينتمي إليها العنصر؟

c. ماذا تُلاحظ على التوزيعات الإلكترونية لعناصر المجموعة الثامنة عشرة؟

d. ما العناصر التي تحتوي على أربعة إلكترونات في مستوى طاقتها الأخير؟ أي من هذه العناصر يعدّ أساسيًا لأشكال الحياة جميعها؟

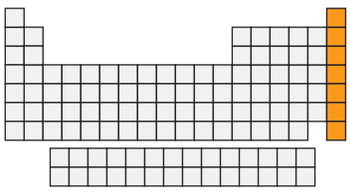
e. ما العنصر الذي ينتمي إلى الدورة الثانية والمجموعة السادسة عشرة؟

المجموعة الثامنة عشرة (VIIIA): الغازات النبيلة

تشغل **الغازات النبيلة Noble gases** أقصى الجانب الأيمن من الجدول الدوري (المجموعة 18)؛ وتمثّل أخفّ أربعة عناصر فيها الهيليوم (He)، والنيون (Ne)، والآرجون (Ar)، والكريبتون (Kr). وقد سُمّيت "النبيلة" لأنها لا ترتبط بأيّ من العناصر الأخرى (مع وجود استثناءات قليلة ونادرة).

يتمثّل الشيء المُشترَك بين الغازات النبيلة جميعها في أنها تحتوي على مستويات طاقة ممتلئة بشكل كامل، (**الشكل 1-12**). ممّا يعطي الذرّة أدنى طاقة محتملة، فيكون العنصر أكثر استقرارًا.

المجموعةالثامنة عشرة: الغازات النبيلة



رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
He	2	2
Ne	10	2, 8
Ar	18	2, 8, 8
Kr	36	2, 8, 18, 8

الشكل 1-12 الغازات النبيلة، وتوزيع بور الإلكتروني لأوّل أربعة عناصر منها.

تحتوي الغازات النبيلة فقط على مستويات طاقة ممتلئة بشكل كامل.

التوزيع الإلكتروني والخصائص الكيميائية

تم تنظيم الجدول الدوري في دورات بالاستناد إلى تكرار الخصائص الكيميائية. وكما تعلم فإنّ إلكترونات الذرّة هي التي تحدّد الخصائص الكيميائية للعنصر. ويُعدّ التوزيع الإلكتروني طريقة مفيدة توضّح لنا كيفية أو إمكانية ترابُط ذرّات العناصر وقدرتها على تكوين المُركّبات.

وبشكل مشابه لكُرة تتدحرج من أعلى تلّة إلى أسفلها، تميل الأنظمة جميعها إلى التحرّك نحو امتلاكها لأدنى طاقة كلّية، إذ تتفاعل الذرّات مع الذرّات الأخرى بطرائق من شأنها تقليل الطاقة الكلّية لنظام الذرّات.

- تمتلك الغازات النبيلة درجات الانصهار الأدنى في كل دورة، لعدم وجود روابط بين الذرّات حيث لا تتوفّر الطاقة للذرّات المتجاورة لكي تترابط، وسبب ذلك أنّ الإلكترونات تقع بالفعل عند أدنى توزيع للطاقة.
- لا ترتبط الغازات النبيلة ارتباطًا طبيعيًّا بالذرّات الأخرى، لأن الإلكترونات تقع بالفعل في أدنى توزيع للطاقة.

عندما نتفحّص بعض المجموعات الأخرى فسوف نجد أنَّ الغازات النبيلة هي الأساس لفهم جوانب كثيرة من جوانب الكيمياء.

غالبًا ما يتمّ تحديد السلوك الكيميائي بشكل كامل من خلال الترابُط بين الإلكترونات.

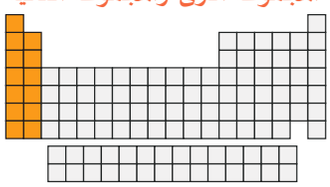
عناصر المجموعة الأولى (IA)، والمجموعة الثانية (IIA)

يُعدّ الهيدروجين عنصرًا فريدًا من نوعه، فهو يحتوي على إلكترون واحد فقط. وهو في الكثير من التفاعُلات الكيميائية يكوّن أيونًا موجبًا، (H^+)، مثل عناصر المجموعة الأولى الأخرى. ومع ذلك، فإنَّ الهيدروجين يمكنه المشاركة في إلكترون أيضًا مع ذرّة هيدروجين أخرى لتكوين غاز هيدروجين ثنائي الذرّة، (H_2). وبوجود إلكترونَين مُشترَكَين بينهما، فإنَّ كل ذرّة هيدروجين موجودة في جُزيء الهيدروجين (H_2) تحقّق التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل (الهيليوم) باكتساب إلكترون مُشترَك بشكل جزئي.

تشمل المجموعة الأولى العناصر التي تلي كل غاز نبيل في بداية الصف التالي من الجدول الدوري. فالليثيوم الذي يحتوي على ثلاثة إلكترونات يقع مثلًا بعد الهيليوم الذي يحتوي على إلكترونين. يبيّن **الشكل 1-13a** أنَّ عناصر المجموعة الأولى جميعها تحتوي على مستويات طاقة ممتلئة بشكل كامل، بالإضافة إلى إلكترون إضافي واحد. تُسمّى عناصر المجموعة الأولى، ما عدا عنصر الهيدروجين، باسم **الفلزّات القلوية Alkali metals**.

يتمّ الوصول إلى أدنى طاقة كلّية في نظام ما عندما تمتلك الذرّات جميعها التوزيع الإلكتروني المشابه للغاز النبيل.

المجموعة الأولى والمجموعة الثانية



(a) المجموعة الأولى: عنصر الهيدروجين + الفلزّات القلوية

رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
H	1	1
Li	3	2, 1
Na	11	2, 8, 1
K	19	2, 8, 8, 1

(b) المجموعة الثانية: الفلزّات القلوية الأرضية

رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
Be	4	2, 2
Mg	12	2, 8, 2
Ca	20	2, 8, 8, 2

الشكل 1-13 توزيع بور الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة الأولى، وبعض عناصر المجموعة الثانية.

وللحصول على التوزيع الإلكتروني المُشابه للغاز النبيل، يجب أن تفقد الفلزّات القلوية (عناصر المجموعة الأولى) إلكترونًا واحدًا. فالصوديوم مثلًا يتحوّل إلى أيون موجب (Na^+) من خلال فقد إلكترون واحد، وكذلك الليثيوم والبوتاسيوم، حيث يتحوّلان إلى أيونَين موجبَين (Li^+، K^+). ولن يتحوّل أيٌّ منهما إلى أيون سالب أبدًا؛ ولكنْ كيف تنتج هذه الخاصّية المميّزة من توزيعها الإلكتروني؟

تميل الذرّات إلى تكوين الأيونات التي لها التوزيع الإلكتروني المُشابه لأقرب غاز نبيل (أدنى مستوى طاقة) لتكون أكثر استقرارًا.

يبيّن **الشكل 1-13b** أنَّ عناصر المجموعة الثانية تمتلك مستويات طاقة ممتلئة بشكل كامل، بالإضافة إلى إلكترونَين إضافيَّين في مستوى الطاقة الخارجي، وتُسمّى هذه المجموعة **الفلزّات القلوية الأرضية Alkaline earth metals**، وأكثر عناصرها شيوعًا هي البريليوم (Be)، والمغنيسيوم (Mg)، والكالسيوم (Ca)، وتكوّن هذه العناصر أيونات موجبة أيضًا عندما تفقد إلكترونَين لتكوّن أيونات Be^{2+}، وMg^{2+}، وCa^{2+}، فكيف يمكن توقّع هذا من توزيعها الإلكتروني؟

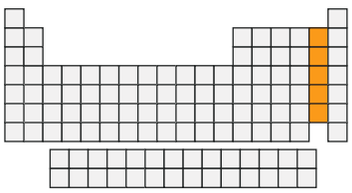
عناصر المجموعة السابعة عشرة (VIIA)

تُسمّى عناصر المجموعة السابعة عشرة، التي تقع في العمود الذي يسبق الغازات النبيلة تمامًا **الهالوجينات Halogens**. وأخفّ هذه العناصر وأكثرها شيوعًا هي الفلور (F)، والكلور (Cℓ)، والبروم (Br).

يبيّن **الشكل 1-14** توزيع بور الإلكتروني للهالوجينات، وهي تحتوي على عدد إلكترونات أقلّ بإلكترون واحد من التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل المجاور لها. لذلك تميل الهالوجينات إلى اكتساب إلكترون واحد لتكوّن أيونات سالبة (F^-، و $C\ell^-$، و Br^-). لماذا تميل هذه العناصر إلى اكتساب إلكترون عوضًا عن فقدانه؟

تنطلق طاقة كبيرة جدًّا عند اكتساب الهالوجينات إلكترونًا واحدًا؛ ما يعني أنَّ الهالوجينات لا توجد في الطبيعة على هيئة عناصر نقية. توجد الهالوجينات في الطبيعة كجزيئات ثنائية الذرّة، فغاز الفلور F_2 (أصفر فاتح)، وغاز الكلور ($C\ell_2$) أصفر غامق والبروم السائل (Br_2) بنّي محمرّ واليود الصلب (I_2) أرجواني. كما ترتبط الهالوجينات مع عناصر أخرى. فالصوديوم والكلور مثلًا يتفاعلان لتكوين NaCℓ، أو ملح الطعام؛ ذلك أنّ كلا العنصرَين يكوّنان أيونات (Na^+ و $C\ell^-$) يجذب بعضها بعضًا بشكل قوي لتكوين بلّورة مكعّبة الشكل، كما هو مبيّن في **الشكل 1-15**. يُعدّ الملح مادة ضرورية للحياة، حيث يحافظ على توصيل الإشارات الكهربائية في الخلايا العصبية، بالإضافة إلى الوظائف المهمّة الأخرى. وعندما يتفاعل الكلور مع الهيدروجين يكوّن مُركّب كلوريد الهيدروجين (HCℓ) الذي يذوب في الماء ليصبح محلولًا حمضيًا يُسمّى حمض الهيدروكلوريك. يساعد هذا المحلول المعدة في عملية الهضم.

المجموعةالسابعة عشرة: الهالوجينات



رمز العنصر	عدد الإلكترونات	توزيع بور الإلكتروني
F	9	2, 7
Cℓ	17	2, 8, 7
Br	35	2, 8, 18, 7

الشكل 1-14 توزيع بور الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة السابعة عشرة (الهالوجينات).

الشكل 1-15 يتفاعل الكلور مع الصوديوم لتكوين ملح كلوريد الصوديوم NaCℓ، (ملح الطعام).

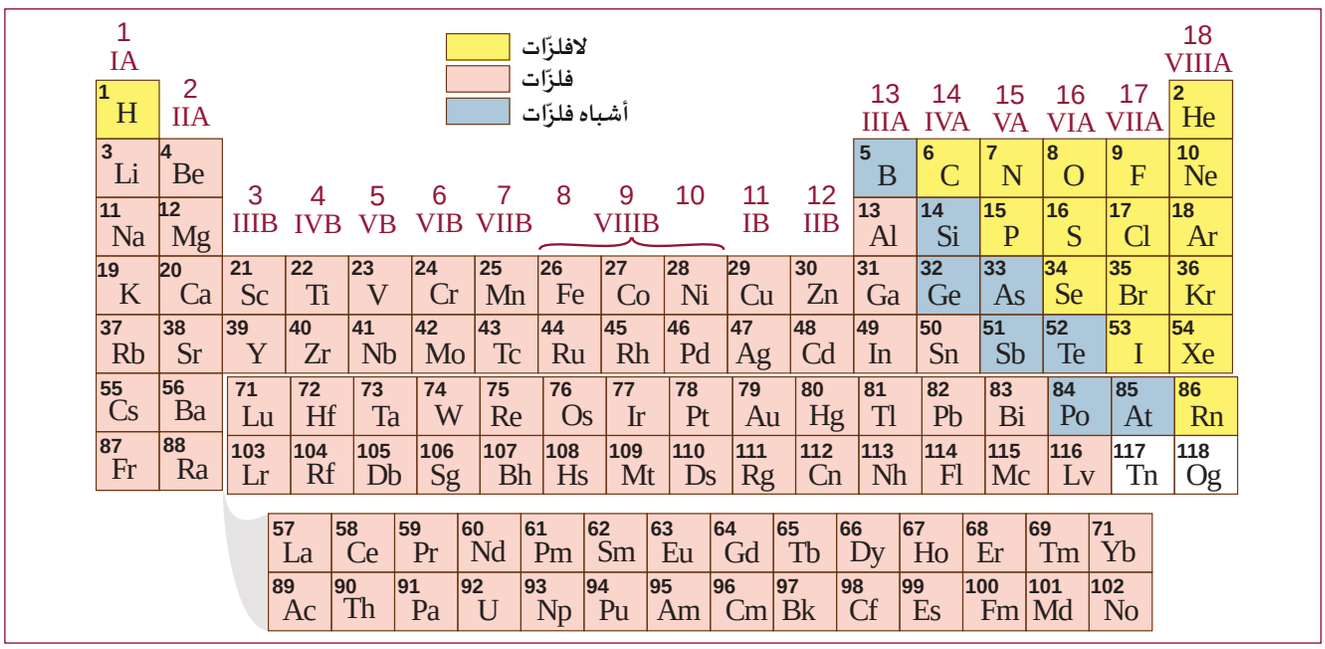
تُعدّ الهالوجينات النقية جميعها ذات سمّيّة عالية للكثير من الكائنات الحيّة. وأوضح مثال على ذلك، استخدام الكلور لتعقيم مياه الشرب، وبرك السباحة، لأنّه يقتل البكتيريا والكائنات المجهرية الضارة الأخرى.

تتفاعل العناصر بطرائق مختلفة من خلال فقد أو اكتساب أو المشاركة بالإلكترونات لكي تصل إلى حالة الاستقرار بامتلاك التوزيع الإلكتروني المشابه للغاز النبيل.

ما عناصر المجموعة الأولى الأخرى التي تتفاعل مع عناصر المجموعة السابعة عشرة لتكوين أملاح نستخدمها في حياتنا اليومية؟ وما المقصود بـ "الملح الخفيف" مثلًا؟

الفلزّات، واللافلزّات، وأشباه الفلزّات

يقسم الجدول الدوري عادةً إلى ثلاثة أقسام، كما هو مبيّن في **الشكل 1-16**. وغالبًا ما تكون الفلزّات صلبة عند درجة حرارة الغرفة (باستثناء فلزّ الزئبق Hg)، وهي موصّلة جيّدة للحرارة والكهرباء. أمّا اللافلزّات فتكون غازيّة، أو سائلة أو صلبة عند درجة حرارة الغرفة، وهي رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. ويبيّن **الجدول 1-3** الخصائص المميّزة المختلفة للفلزّات واللافلزّات.



الشكل 1-16 جدول دوري يبيّن موقع الفلزّات واللافلزّات وأشباه الفلزّات.

الجدول 1-3 مقارنة بين خصائص الفلزّات واللافلزّات.

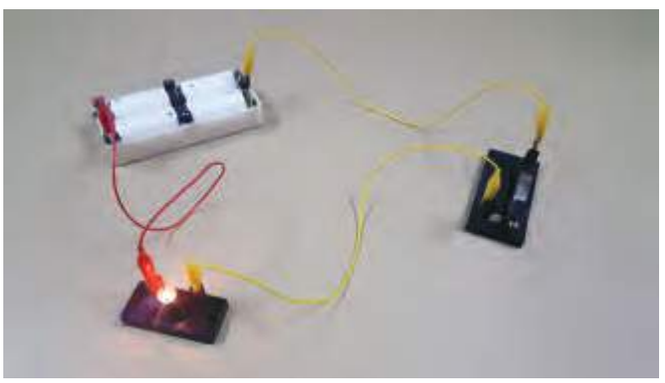
الفلزّات	اللافلزّات
صلبة عند درجة حرارة الغرفة (25°C) (باستثناء Hg فهو سائل) ولها بريق ولمعان	معظمها سائل وغازيّ عند درجة حرارة الغرفة (25°C) وبعضها صلب غير لامع
قابلة للطرْق والسحب والتشكيل	هشّة عندما تكون صلبة
جيّدة التوصيل للحرارة والكهرباء	رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء
تميل إلى تكوين مُركّبات أيونية مع اللافلزّات	تميل إلى تكوين مُركّبات تساهمية مع اللافلزّات
درجة انصهارها مرتفعة نسبيًا	درجة انصهارها منخفضة نسبيًا

تتناقص الخصائص الفلزّية عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورات، ولكنها تتزايد عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة. وفي المقابل، تزداد الخصائص اللافلزّية عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورات، وتقلّ عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعات. يوضح الخطّ المتدرّج في **الشكل 1-16** الحدّ الفاصل بين الفلزّات واللافلزّات. وبالنظر إلى أن التغيّر من الخصائص الفلزّية إلى الخصائص اللافلزّية يتمّ بصورة تدريجية، فإنّ هناك مجموعة من العناصر تُظهِر بعضًا من الخصائص الفلزّية والخصائص اللافلزّية معًا. تُسمّى هذه العناصر **أشباه الفلزّات Metalloids**. وأكثر أشباه الفلزّات شيوعًا هي: البورون (B) والسيليكون (Si) والزرنيخ (As) والتيلوريوم (Te) والجيرمانيوم (Ge) والأنتيمون (Sb). ويُستخدم السيليكون والجيرمانيوم في صنع أشباه الموصّلات، لأن بالإمكان التحكّم في موصليَّتهما الكهربائية.

نشاط b1-1 الفلزّات واللافلزّات

سؤال الاستقصاء	ما الخصائص المميّزة للفلزّات واللافلزّات؟
الموادّ المطلوبة	مواد مختارة من الفلزّات واللافلزّات مثل مسامير حديدية، ورق ألومنيوم، سلك نحاس، كبريت، قلم رصاص (جرافيت)، بطّارية جافة 1.5V، أسلاك كهربائية مع ملاقط التمساح، مصباح كهربائي صغير 1.5V، مطرقة، ورقة عمل b1-1.

الخطوات



1. صل الدائرة الكهربائية باستخدام كل مادة من المواد المختلفة، كما هو موضّح في المخطّط المقابل. تُجبر هذه الدائرة الكهربائية التيار الكهربائي على السريان عبر المادة لإكمال الدائرة الكهربائية بوجود المصباح الكهربائي.
2. هل يضيء المصباح؟ سجّل ملاحظاتك في الجدول أدناه.
3. استخدم المطرقة لطرق القطع السابقة ولاحظ قابليتها للطرق. سجّل ملاحظاتك في الجدول أدناه.

الجدول 1-4 خصائص الفلزّات مقابل اللافلزّات

المادة	التوصيل الكهربائي (نعم، لا)؟	قابلية الطرق (منخفضة/ عالية)	اللمعان (نعم/لا)	الحالة الفيزيائية (s, l, g)	التصنيف (فلزّ/لافلزّ)

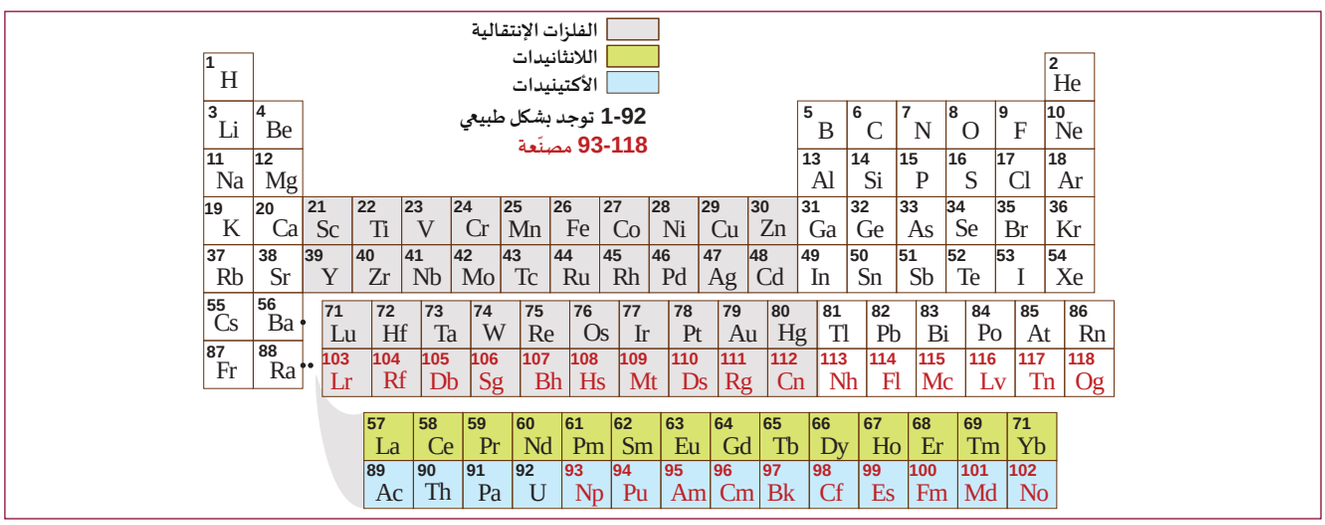
الأسئلة

a. ما الخصائص المميّزة للفلزّات؟
b. ما الخصائص المميّزة للافلزّات؟
c. هل يمكنك تحديد عنصر لافلزّي لديه خصائص استثنائية وليس الخصائص العامة للّافلزّات؟ اشرح هذا الاستثناء.

اللانثانيدات والأكتينيدات والعناصر المُصنّعة

تُسمّى عناصر المجموعات من المجموعة الثالثة إلى المجموعة الثانية عشرة في الدورات 4 و 5 و 6 و 7 بالعناصر الانتقالية . وتكون جميع هذه العناصر فلزّية. يتّصف الترتيب الإلكتروني لهذه العناصر بأنّه معقّد قليلًا. وتكوّن معظم هذه العناصر أيونات متعدّدة؛ كأن يكوّن عنصر الحديد (وهو من الفلزّات الانتقالية) أيونات مختلفة في المُركّبات منها أيون (Fe^{2+}) والأيون(Fe^{3+}).

تحتوي الدورتان السادسة والسابعة على مجموعتَين إضافيتَين من العناصر ذات الخصائص المتشابهة. حيث يُطلق على العناصر ذات العدد الذرّي من (57) إلى (71) اسم اللانثانيدات *Lanthanoids*، لأنها تبدأ بعنصر اللانثانيوم (La). ومن الجدير بالذكر أنّ بعض هذه العناصر نادرة مثل النيوديميوم (Nd) الذي اكتسب قيمة كبيرة عندما تمّ استخدامه في صنع المغانط ذات القوة الفائقة المستخدمة في سمّاعات الهواتف النقّالة. أما العناصر ذات العدد الذرّي من (89) إلى (102) فتُسمّى الأكتينيدات *Actinoids*، لأنها تبدأ بعنصر الأكتينيوم (Ac)، وهي جميعها مشعّة، إذ يُستخدم اليورانيوم لتزويد محطّات الطاقة النووية بالوقود.



الشكل 1-17 موقع اللانثانيدات والأكتينيدات في الجدول الدوري الحديث.

اكتشف هنري موزلي في العام 1913م أنَّ العناصر تزداد أعدادها الذرّية من عنصر إلى العنصر الذي يليه. وفي ذلك الوقت، كان أثقل العناصر (الذي له أكبر عدد ذرّي) المعروفة هو اليورانيوم (U)، والذي يبلغ عدده الذرّي 92. وقد كان السؤال البديهي عند العلماء حينها هو: "ما العنصر الذي سيلي العنصر 92"؟

تُسمّى العناصر التي لها أعداد ذرّية أكبر من 92 **عناصر ما بعد اليورانيوم Trans-uranium elements**. فقد كان العنصر 93، وهو النبتونيوم (Np)، أوّل عنصر تمّ اكتشافه عام 1940م أثناء تجارب قذف اليورانيوم بالنيوترونات، تبعه بعد وقت قصير اكتشاف العنصر 94، وهو البلوتونيوم(Pu)، وكلا هذين العنصرَين يشعّان ويتحلّلان بسرعة كبيرة. وتُعدّ العناصر ما بعد اليورانيوم مشعّة، والكثير منها يدوم مدة زمنية مقدارها أجزاء من الثانية قبل أن يتحلّل إلى عناصر أخرى.

لم يتطرّق جدول مندليف إلى هذه العناصر لأنها لم تكن معروفة في ذلك الزمان. لكن بعد اكتشاف اليورانيوم وتصنيع الكثير من العناصر المشعّة أصبح الجدول الدوري الحديث بشكله الحالي مختلفًا بشكل كبير عن جدول مندليف.

عناصر ما بعد اليورانيوم هي عناصر أعدادها الذرّية أكبر من 92 ولبعضها نشاط إشعاعي. بعض تلك العناصر يوجد بشكل طبيعي، ويتمّ تصنيع بعضها الآخر.

تقويم الدرس 1-1

أسئلة اختيار من متعدّد (1-5)

1. مَن هو العالِم صاحب الفضل في نشر أوّل جدول دوري؟
   - a. بور
   - b. نيولاندز
   - c. مندليف
   - d. دوبراينر

2. أيٌّ ممّا يأتي استُخدم لترتيب العناصر في أوّل جدول دوري للعناصر؟
   - a. الكتلة الذرّية والخصائص
   - b. العدد الذرّي والخصائص
   - c. التوزيع الإلكتروني والكتلة الذرّية
   - d. التوزيع الإلكتروني والعدد الذرّي

3. أيٌّ من العبارات الآتية صحيحة؟
   - a. تزداد الخصائص الفلزّية عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتزداد عند الاتّجاه إلى الأسفل عبر المجموعة.
   - b. تقلّ الخصائص الفلزّية عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتزداد عند الاتّجاه إلى الأسفل عبر المجموعة.
   - c. تزداد الخصائص الفلزّية عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتقلّ عند الاتّجاه إلى الأسفل عبر المجموعة.
   - d. تقلّ الخصائص الفلزّية عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتقلّ عند الاتّجاه إلى الأسفل عبر المجموعة.

4. ما عدد مستويات الطاقة الرئيسة في الدورة الخامسة؟
   - a. 7
   - b. 6
   - c. 5
   - d. 4

5. وفق أي من الآتي تظهر الدورية في خصائص العناصر بصورة صحيحة؟
   - a. الحالة الفيزيائية
   - b. العدد الذرّي
   - c. الكتلة الذرّية
   - d. عدد النيوترونات

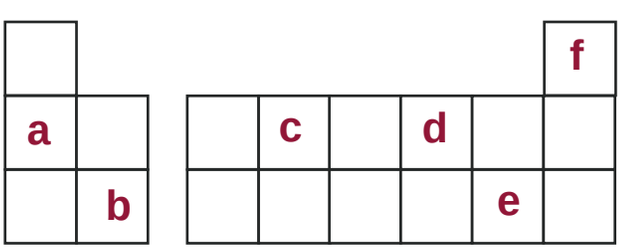
6. ما العنصر الذي لا يُعدّ فلزًّا قلويًّا في المجموعة الأولى (IA)؟

7. استخدم الجدول الدوري لتحدّد الفلزّ القلوي الأرضي الذي ينتمي إلى الدورة 5.

8. لماذا تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في خواصّها؟

9. ما الاسم الذي يُطلَق على عناصر المجموعة السابعة عشرة (VIIA)؟

10. في جزء من الجدول الدوري المقابل هناك أحرف تمثّل عناصر من الجدول الدوري. اكتب اسم ورمز وتوزيع بور الإلكتروني ورقم المجموعة والدورة لكل عنصر ممثّل بكل حرف.



الدرس 1-2

تدرُّج الخواص الدورية للعناصر

Periodic Trends in Properties of Elements

يتمثّل أحد أهمّ الأهداف في العلوم بفهم القوانين الأساسية للطبيعة .صحيح أنّ هذه القوانين ليست مدوّنة بكلمات، لكن يمكن ملاحظتها من خلال أنماط تظهرها الطبيعة المحيطة بنا. وينجم فهمنا لعلوم الكيمياء في معظمه من فهمنا وملاحظتنا للأنماط المُستنبطة من سلوك العناصر .

يُعدّ أهمّ وأوّل هذه الأنماط التي ينبغي ملاحظتها كيفية ترابُط الفلزّات مع الأكسجين. فلنأخذ عناصر المجموعات الرئيسة الثلاث الأولى من الجدول الدوري كمثال، لنجد أنّها تشكّل معظم المادة المحيطة بنا. يبيّن **الشكل 1-18** مُركّبات عناصر المجموعات الأولى والثانية والثالثة عشرة مع الأكسجين. هل تستطيع ملاحظة نمط تدرُّجي في كيفية ترابُط هذه العناصر مع الأكسجين؟ ما الذي يدلّك عليه هذا النمط؟

1	2		13
Li_2O	BeO		B_2O_3
Na_2O	MgO		Al_2O_3
K_2O	CaO		Ga_2O_3

الشكل 1-18 أكاسيد فلزّات المجموعات الأولى والثانية والثالثة عشرة.

تميل العناصر الواقعة إلى يسار الجدول الدوري إلى فقدان إلكترون أو أكثر من مستوى طاقتها الخارجي لتكوّن أيونات موجبة الشحنة. بينما تميل العناصر الواقعة إلى يمين الجدول الدوري (باستثناء الغازات النبيلة) إلى كسب إلكترون أو أكثر لتكوّن أيونات سالبة الشحنة. وبما أنّ ما يمتلكه عنصر الأكسجين في مستوى طاقته الخارجي من إلكترونات أقلّ بإلكترونَين ممّا يمتلكه الغاز النبيل المُقابِل، فإنّه يميل إلى كسب إلكترونَين اثنَين ليحقّق قاعدة الثمانية، ويكوّن أيون الأكسيد ذا الشحنة (2-). أمّا عنصر الليثيوم فإنّ ما يمتلكه من إلكترونات في مستوى طاقته الخارجي أكثر بإلكترون واحد ممّا يمتلكه الغاز النبيل المقابل، لذلك يميل إلى فقدان هذا الإلكترون، ليكوّن أيون الليثيوم ذا الشحنة (1+). عند ترابُط عنصر الليثيوم مع الأكسجين لتكوين مُركّب متعادل الشحنة، تتّحد ذرّتان من الليثيوم مع ذرّة واحدة من الأكسجين، لتكوين المُركّب ذي الصيغة: Li_2O.

مثلما يحدث تدرُّج في كيفية ترابط العناصر مع الأكسجين، يحدث تدرُّج في الخواص الفيزيائية للعناصر مثل نصف القطر الذرّي ودرجة الانصهار والتوصيل الكهربائي خلال دورات وعبر مجموعات الجدول الدوري.

مخرجات التّعلُّم

C1002.5 يصف التدرُّج في الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر ومركّباتها البسيطة ضمن المجموعات (الأولى) I (والثانية) II (السابعة عشرة) VII والثامنة عشرة (الصفرية) (VIII)، ويفسر هذا التدرُّج من حيث التركيب الذرّي. يجب أن تتضمّن الخصائص الفيزيائية نصف القطر الذرّي، ونصف القطر الأيوني، ودرجة الانصهار، والتوصيل الكهربائي.

المفردات

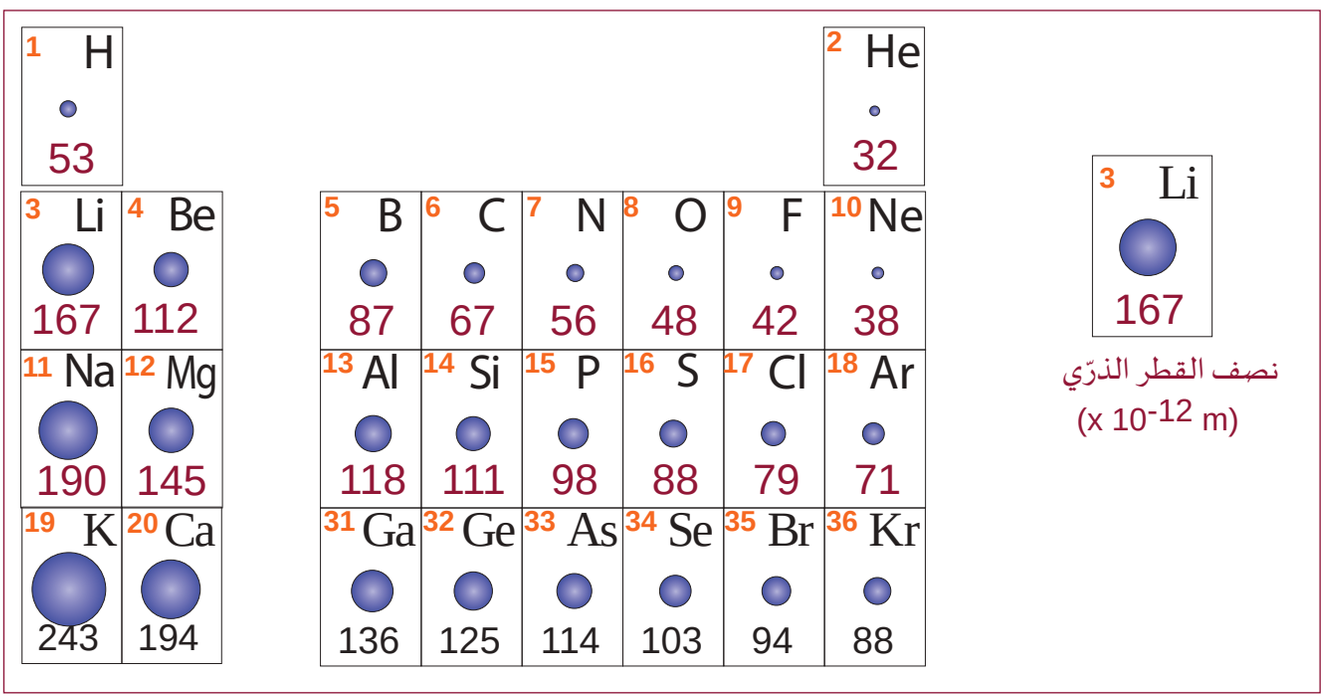
Atomic radius	نصف القطر الذرّي
Ionic radius	نصف القطر الأيوني
Melting point	درجة الانصهار
Electrical Conductivity	التوصيل الكهربائي

كيف تتغيّر خصائص الذرّات في الجدول الدوري؟

ماذا يعني مصطلح الدورية؟

ايُّ من خصائص الذرّات يتغيّر بشكل دوري؟

من المعروف أن خصائص ذرّات العناصر في الجدول الدوري تتغيَّر خلال الدورة الواحدة، حيث يحدث تدرُّج في الخصائص الفيزيائية والكيميائية لذرّات العناصر بالاتّجاه من اليسار لليمين في كل دورة. وإحدى هذه الخصائص هي حجم الذرّة الذي يتمثّل بنصف القطر الذرّي، وهو صغير جدًّا، لذلك يُستخدم البيكومتر (pm) كوحدة قياس له ويساوي 1×10^{-12} m. يبيّن **الشكل 1-19** حجوم ذرّات عناصر المجموعات الرئيسة الأربعة الأولى في الجدول الدوري.



الشكل 1-19 حجوم ذرّات العناصر في المجموعات الرئيسة الأربعة الأولى في الجدول الدوري.

نشاط: (مجموعات ثنائية)

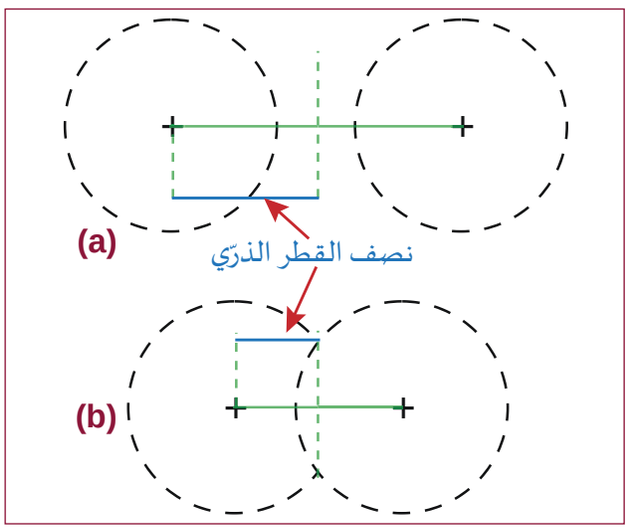
1. كيف يتغيّر حجم ذرّات العناصر مع ازدياد العدد الذرّي كلّما اتّجهنا من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؟هل تستطيع التفكير بنمط يفسّر هذا التغيّر في حجم الذرّة؟
2. كيف يتغيّر حجم ذرّات العناصر مع ازدياد العدد الذرّي كلّما اتّجهنا من أعلى إلى أسفل المجموعة في الجدول الدوري؟هل تستطيع التفكير بنمط يفسّر هذا التغيّر في حجم الذرّة ؟
3. أيّهما أكبر حجمًا ذرّة البوتاسيوم K أم ذرّة السيلينيوم Se؟
4. أيّهما أقلّ حجمًا: ذرّة النيتروجين N أم ذرّة الأنتيمون Sb؟
5. رتّب العناصر الآتية: (Aℓ, B, Ga) ترتيبًا تصاعُديًّا من الأصغر حجمًا إلى الأكبر حجمًا.
6. رتّب العناصر الآتية: (Si, Mg,Cℓ) ترتيبًا تنازُليًّا من الأكبر حجمًا إلى الأصغر حجمًا.

نصف القطر الذرّي

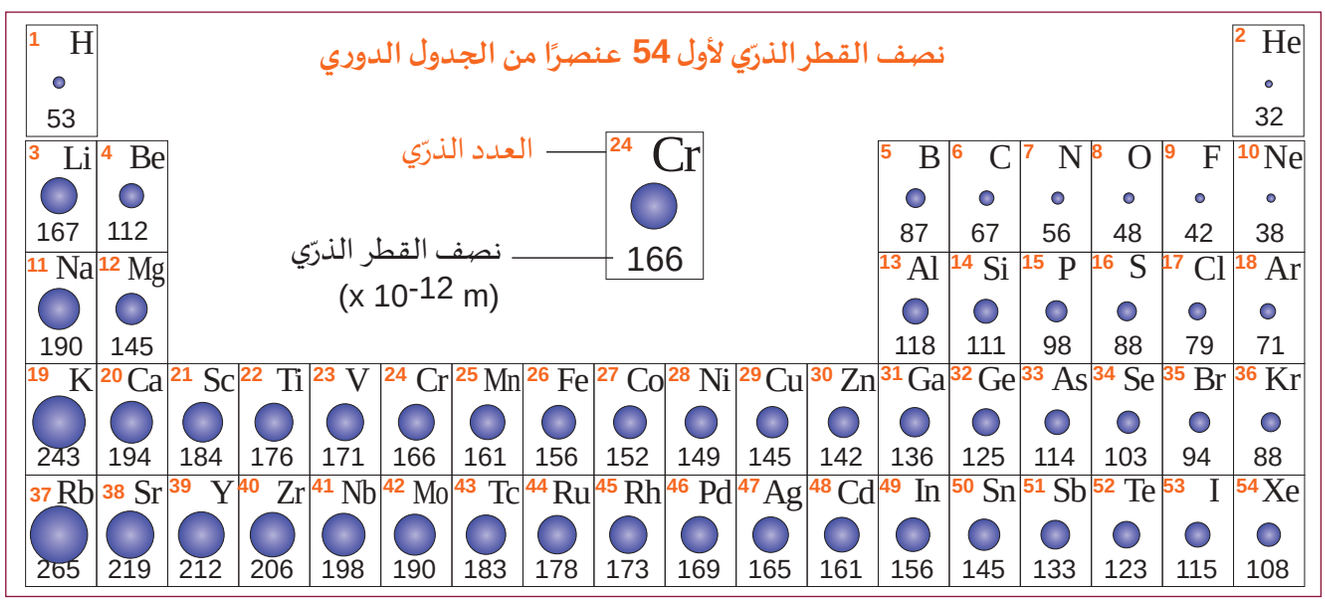
تتّصف الذرّات بأنّها صغيرة جدًّا إلى درجة تجعل تخيّلها كجُسيمات منفردة أمرًا صعبًا، لأنّ قطرة ماء واحدة بقطر 2 mm تحتوي على 10^{20} جُزيء H_2O، والتي تتكوّن من 1×10^{20} ذرّة أكسجين و 2×10^{20} ذرّة هيدروجين. لذلك عندما نتحدّث عن "حجم" ذرّة واحدة، فإنّ علينا أن نأخذ في الحسبان أن الذرّات ليست كرات صلبة صغيرة. وبدلًا من ذلك، يشكّل حجم الذرّة سحابة منتشرة من الإلكترونات. تشغل هذه الإلكترونات مساحة أكبر أو أصغر، بحسب الذرّات الأخرى القريبة منها والمرتبطة بها كيميائيًّا.

تميل الذرّات المرتبطة إلى أن تكون متقاربة أكثر من الذرّات غير المرتبطة. ويعود ذلك إلى تنافُر الإلكترونات الخارجية للذرّات غير المرتبطة، أمّا الإلكترونات الخارجية للذرّات المرتبطة فتميل إلى التداخُل.

نصف القطر الذرّي Atomic radius للذرّة هو نصف المسافة الممتدّة بين مركزيّ نواتَيْ ذرّتَين متماثلتَين مرتبطتَين كيميائيًّا. يوضّح **الشكل 1-20** تغيُّر هذه المسافة إذا كانت الذرّة مرتبطة بذرّة متماثلة أو غير مرتبطة.



الشكل 1-20 (a) نصف القطر الذرّي لذرّتَين غير مرتبطتَين (منفردتَيْن) و (b) نصف القطر الذرّي لذرّتَين مرتبطتَين.



الشكل 1-21 نصف القطر الذرّي لعناصر الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري.

تدرُّج نصف القطر الذرّي عبر الدورة:

يوضّح **الشكل 1-21** أن نصف القطر الذرّي يتناقص عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة، بسبب زيادة عدد البروتونات (العدد الذرّي) في النواة، مع بقاء عدد مستويات الطاقة الرئيسة ثابتًا مما يزيد من قوة جذب النواة لإلكترونات المستوى الأخير.

يقلّ نصف القطر الذرّي عبر الدورة الواحدة عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري.

تدرُّج نصف القطر الذرّي خلال المجموعة الواحدة

يزداد نصف القطر الذرّي عند الاتّجاه من الأعلى إلى أسفل المجموعة الواحدة في الجدول الدوري. يبيّن **الجدول 1-6** مثالًا على تدرُّج نصف القطر الذرّي لعناصر المجموعة الأولى، حيث يزداد بالاتّجاه من أعلى إلى أسفل بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة الممتلئة بالإلكترونات، وبالتالي نقص قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية.

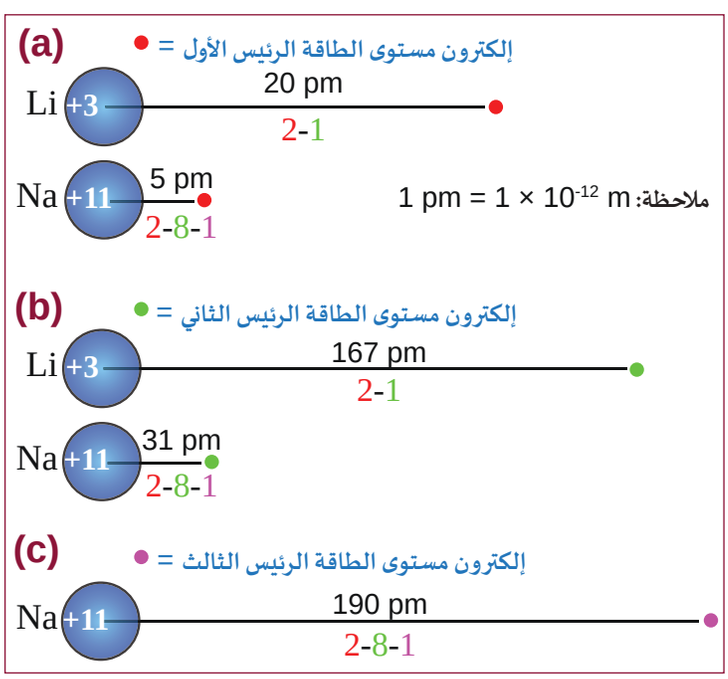
الجدول 1-6 الشحنة النووية، وتوزيع بور الإلكتروني، وأنصاف الأقطار الذرّية لفلزّات المجموعة الأولى القلوية.

الفلزّ القلوي (الرمز)	الشحنة النووية	عدد مستويات الطاقة	توزيع بور الإلكتروني	نصف القطر الذرّي* ($\times 10^{-12}$ m)
الليثيوم (Li)	+3	2	2,1	167
الصوديوم (Na)	+11	3	2,8,1	190
البوتاسيوم (K)	+19	4	2,8,8,1	243
الروبيديوم (Rb)	+37	5	2,8,18,8,1	267
السيزيوم (Cs)	+55	6	2,8,18,18,8,1	298

* أنصاف الأقطار الذرّية في الجدول أعلاه و في بقيّة الدرس هي عبارة عن أنصاف أقطار محسوبة لذرّة منفردة.

يكون الإلكترونان اللذان يشغلان مستوى الطاقة الرئيس الأوّل في الصوديوم أقرب إلى النواة من الإلكترونَيْن اللذين يشغلان مستوى الطاقة الرئيس الأوّل في الليثيوم (**الشكل 1-22a**)، لأن الشحنة النووية في الصوديوم (+11) أكبر من الشحنة النووية في الليثيوم (+3).

وتكون الإلكترونات الثمانية التي تشغل مستوى الطاقة الثاني في الصوديوم أقرب إلى النواة من الإلكترون الوحيد الذي يشغل مستوى الطاقة الثاني في الليثيوم (**الشكل 1-22b**). يحتوي الصوديوم على إلكترون واحد في مستوى طاقته الثالث، أما الليثيوم فليس كذلك (**الشكل 1-22c**). تحجب الإلكترونات العشرة الداخلية في الصوديوم (2,8,1) جزئيًا الإلكترون الذي يشغل مستوى الطاقة الثالث عن تأثيرات الشحنة النووية. ونتيجة لذلك، فإنَّ الإلكترون الخارجي يكون بعيدًا بدرجة كافية عن النواة لإعطاء الصوديوم نصف قطر ذرّي أكبر من نصف قطر ذرّة الليثيوم.



الشكل 1-22 تأثير الشحنة النووية في المسافة بين النواة والإلكترونات التي تشغل مستويات الطاقة الرئيسة (a) الأوّل، و(b) الثاني، و (c) الثالث في Li، و Na.

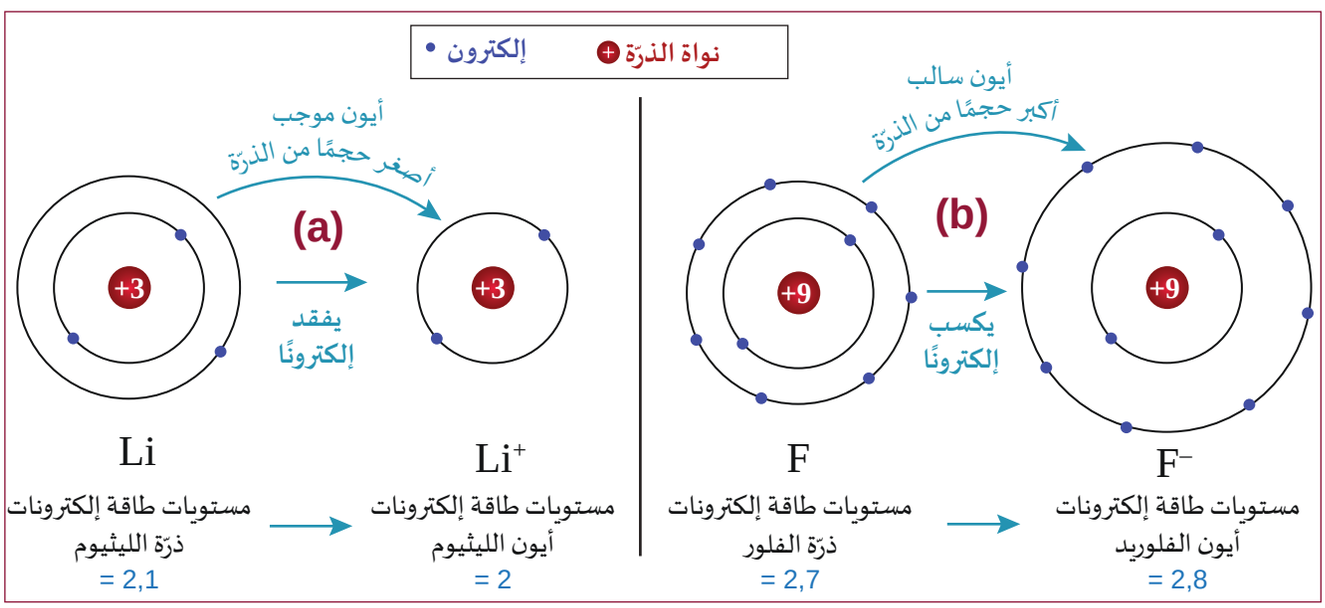
يزداد نصف القطر الذرّي عند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل خلال المجموعة الواحدة في الجدول الدوري.

نصف القطر الأيوني

تميل الفلزّات إلى فقد الإلكترونات عند تكوين الأيونات مثل: Fe^{3+}، Mg^{2+}، Na^{+}، فعلى سبيل المثال، يشكّل الليثيوم دائمًا أيون(Li^{+}) بفقدان إلكترون واحد في جميع مركّباته وتميل اللافلزّات إلى اكتساب الإلكترونات عند تكوين الأيونات، مثل: N^{3-}، O^{2-} ، $C\ell^{-}$.

يُعرّف **نصف القطر الأيوني ionic radius** للذرّة بأنّه نصف قطر الذرّة بعد أن تكون قد فقدت أو اكتسبت إلكترونات لتصبح أيونًا. عندما تفقد الذرّة الإلكترونات وتشكّل أيونًا موجبًا (كما في ذرّات العناصر الفلزّية)، فإنّ نصف القطر الذرّي يقلّ. وعندما تكتسب الذرّة إلكترونات وتشكّل أيونًا سالبًا (كما في ذرّات العناصر اللافلزّية)، فإن نصف القطر الذرّي يزداد.

الأيونات الموجبة لها أنصاف أقطار أصغر والأيونات السالبة لها أنصاف أقطار أكبر من ذرّاتها المقابلة.



الشكل 1-23 التغيير في نصف القطر الذرّي: (a) عندما تتكوّن الأيونات الموجبة و (b) عندما تتكوّن الأيونات السالبة.

عندما تتكوّن الأيونات الموجبة، يتمّ في الغالب فقد إلكترون أو أكثر من الإلكترونات الخارجية. من شأن ذلك أن يقلّل التنافُر بين الإلكترونات ويسمح للشحنة الموجبة في النواة بجذب الإلكترونات المتبقّية بقوة أكبر. ونتيجة لذلك تكون الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من الذرّة المتعادلة. فعلى سبيل المثال، يكوّن الليثيوم أيون Li^{+} دائمًا عن طريق فقدان إلكترون واحد، ويكون أيون الليثيوم (Li^{+}) أصغر حجمًا من ذرّة الليثيوم المتعادلة (Li)، كما هو مبيّن في **الشكل 1-23a**.

عندما تتكوّن الأيونات السالبة، تضاف الإلكترونات إلى مستوى الطاقة الخارجي. الأمر الذي يؤدّي إلى زيادة التنافُر الكلّي بين الإلكترونات. يعمل ازدياد التنافُر على دفع الإلكترونات بعيدًا عن النواة، فيصبح نصف قطر الأيون أكبر. ونتيجة لذلك، تكون الأيونات السالبة أكبر حجمًا من الذرّة المقابلة المتعادلة. فعلى سبيل المثال، يكون أيون الفلوريد (F^{-}) أكبر حجمًا من الذرّة المتعادلة (F) كما هو مبيّن في **الشكل 1-23b**.

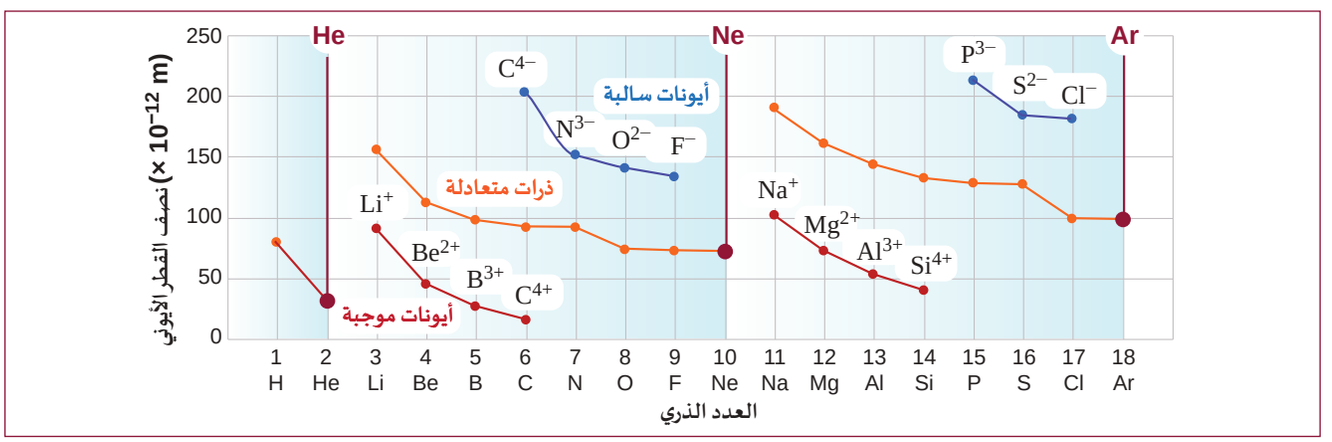
التدرُّج في نصف القطر الأيوني

عندما تزداد الشحنة النووية عبر الدورة الواحدة، يتمّ جذب الإلكترونات بشكل أكثر قوة نحو النواة: لذلك يصغر نصف القطر الذرّي. وهذا التأثير نفسه يحدث للأيونات، مع مراعاة الآتي:

- تكون الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من الذرّات المتعادلة.
- تكون الأيونات السالبة أكبر حجمًا من الذرّات المتعادلة.

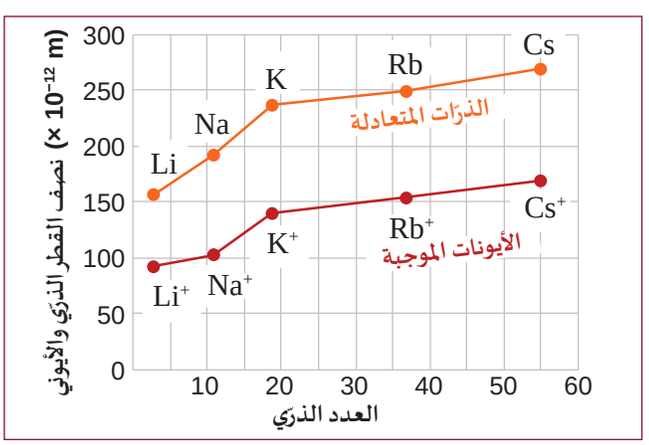
يبيّن **الشكل 1-24** العلاقة بين نصف القطر الذرّي ونصف القطر الأيوني لبعض الأيونات الموجبة والسالبة الشائعة للدورات الثلاث الأولى في الجدول الدوري.

ملاحظة: قد تكوّن بعض العناصر عدّة أيونات، كأن يكوّن عنصر الكربون أيونًا موجبًا (C^{4+}) وأيونًا سالبًا (C^{4-}).



الشكل 1-24 التدرُّج الدوري لأنصاف الأقطار الذرّية وأنصاف الأقطار الأيونية المقابلة.

يزداد كلٌّ من نصف القطر الأيوني، ونصف القطر الذرّي عند الاتّجاه من أعلى المجموعة الواحدة إلى أسفلها في الجدول الدوري، كما هو مبيّن في **الشكل 1-25**؛ لاحظ أن الأيونات الموجبة تكون دائمًا أصغر من الذرّات المتعادلة. أمّا التوزيع الإلكتروني للذرّة المتعادلة والأيون الموجب الذي يحمل الشحنة (+1) في فلزّات المجموعة الأولى فيبيّنه **الجدول 1-7**. لاحظ أنَّ الأيونات الموجبة لديها مستوى طاقة ممتلئ بشكل كامل، ولكن أقلّ بمستوى طاقة واحد من الذرّة المقابلة المتعادلة.



الشكل 1-25 التفاوت في نصف القطر الذرّي، ونصف القطر الأيوني في فلزّات المجموعة الأولى.

الجدول 1-7 توزيع بور الإلكتروني لذرّات بعض فلزّات المجموعة الأولى وأيوناتها.

الفلزّ القلوي (الرمز)	توزيع بور الإلكتروني للذرّة	توزيع بور الإلكتروني للأيون
الليثيوم (Li)	2,1	2
الصوديوم (Na)	2,8,1	2,8
البوتاسيوم (K)	2,8,8,1	2,8,8

درجة الانصهار

درجة الانصهار Melting point هي درجة الحرارة التي تتحوّل عندها المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة عند ضغط ثابت. تعتمد درجة الانصهار لأيّة مادة على قوة التجاذب الموجودة بين الذرّات أو الجُزيئات الثنائيّة الذرّة للعنصر نفسه. فعندما يكون التجاذب قويًا، تكون درجة الانصهار مرتفعة؛ لأنها تحتاج إلى طاقة حرارية أكبر لتفكيك الترابط بين الذرّات أو الجُزيئات وإبعاد بعضها عن بعض من مواقعها الثابتة في المادة الصلبة، لتصبح قابلة للحركة في المادة السائلة.

بشكل عام، تميل درجة الانصهار إلى الارتفاع قليلًا وتدريجيًّا عند الاتّجاه نزولًا من أعلى المجموعة إلى أسفلها، إلا أن الفلزّات القلوية تُعدّ استثناء (**الجدول 1-8**) لأنها تحتوي على إلكترون واحد فقط في مستوى طاقتها الخارجي فتكوّن روابط فلزّية ضعيفة بين ذرّاتها وبالتالي هذه الفلزّات ليّنة لها درجات انصهار منخفضة. وعند الاتّجاه نزولًا من أعلى المجموعة إلى أسفلها، تنخفض درجة انصهار هذه الفلزّات القلوية لكبر نصف قطرها الذرّي وضعف الرابطة الفلزّية.

بينما تمتلك الفلزّات القلوية الأرضية درجات انصهار أعلى نسبيًّا لأنها تحتوي على إلكترونَين اثنَين في مستوى طاقتها الخارجي فتكوّن روابط فلزّية أكثر قوّة.

الجدول 1-8 درجات انصهار فلزّات المجموعتَين الأولى والثانية.

الفلزّ القلوي	درجة الانصهار (°C)	الفلزّ القلوي الأرضي	درجة الانصهار (°C)
ليثيوم (Li)	180	بريليوم (Be)	1287
صوديوم (Na)	93	مغنيسيوم (Mg)	650
بوتاسيوم (K)	63	كالسيوم (Ca)	842
سيزيوم (Cs)	39	سترونشيوم (Sr)	777

الجدول 1-9 درجات انصهار الهالوجينات.

الهالوجين	درجة الانصهار (°C)
فلور (F)	-220
كلور (Cℓ)	-101.5
بروم (Br)	-7
يود (I)	114
أستاتين (At)	302

تمتلك معظم عناصر المجموعة السابعة عشرة (الهالوجينات) درجات انصهار منخفضة، كما هو متوقّع لمعظم اللافلزّات. يبيّن **الجدول 1-9** درجات انصهار الهالوجينات. هناك نمط واضح لارتفاع درجة الانصهار عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة السابعة عشرة. ويُفسّر هذا الارتفاع من خلال الزيادة في عدد الإلكترونات بالاتّجاه لأسفل ممّا يزيد قوى التجاذب بين جُزيئات كل عنصر من عناصر هذه المجموعة.

تكون جميع إلكترونات ذرّات عناصر الغازات النبيلة مقيّدة. وهي بالتالي تشغل المستوى الأقلّ للطاقة. لذلك لا تتجاذب الذرّات، ممّا يفسّر أن لجميع الغازات النبيلة، في المجموعة الثامنة عشرة (VIIIA) درجات انصهار منخفضة للغاية، كما هو متوقّع من العناصر في الحالة الغازية (**الجدول 1-10**). ويتّضح ارتفاع درجة الانصهار عند الاتّجاه من أعلى المجموعة إلى أسفلها كما في الهالوجينات.

الجدول 1-10 درجات انصهار الغازات النبيلة.

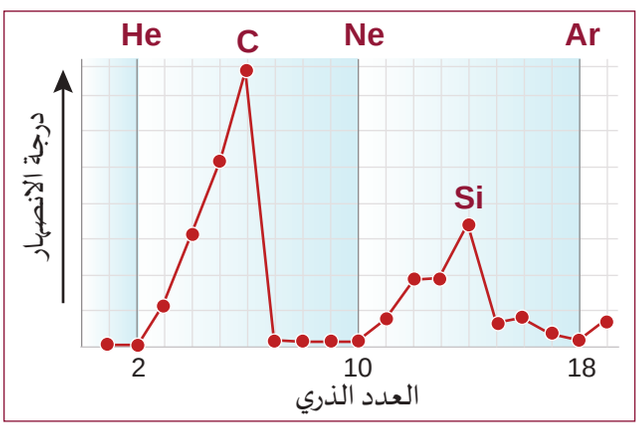
الغاز النبيل	درجة الانصهار (°C)
هيليوم (He)	-272
نيون (Ne)	-248
آرجون (Ar)	-189
كربتون (Kr)	-157
زينون (Xe)	-112
رادون (Rn)	-71

وتكون قوّة التجاذُب بين ذرّات غاز الهيليوم هي الأضعف بين جميع العناصر. لذلك لا يمكن أن يوجد الهيليوم في الحالة الصلبة عند الضغط العادي. يعني ذلك أن تجميد غاز الهيليوم وتحويله إلى مادة صلبة يحتاجان إلى ضغط مقداره 25 atm على الأقلّ.

التدرُّج في درجة الانصهار

يبيّن **الشكل 1-26** درجات الانصهار للعناصر ذات العدد الذرّي من (1) إلى (18)، إذ يمكنك ملاحظة دورية واضحة في البيانات. حيث تنتهي كل دورة بغاز نبيل يمتلك درجة الانصهار الأدنى، وترتفع درجة الانصهار عبر كل دورة عندما نتّجه نحو منتصفها ثمّ تنخفض.

تمتلك الفلزّات بشكل عام درجات انصهار مرتفعة؛ لأن ذرّاتها تحتوي على مستويات طاقة ممتلئة جزئيًّا بالإلكترونات، بحيث تكوّن هذه الإلكترونات روابط فلزّية قوية، وينتج عن وجود هذه الروابط الفلزّية درجة انصهار مرتفعة؛ لأنها ستحتاج إلى المزيد من الطاقة لكي تتحرّك الذرّات فيها.

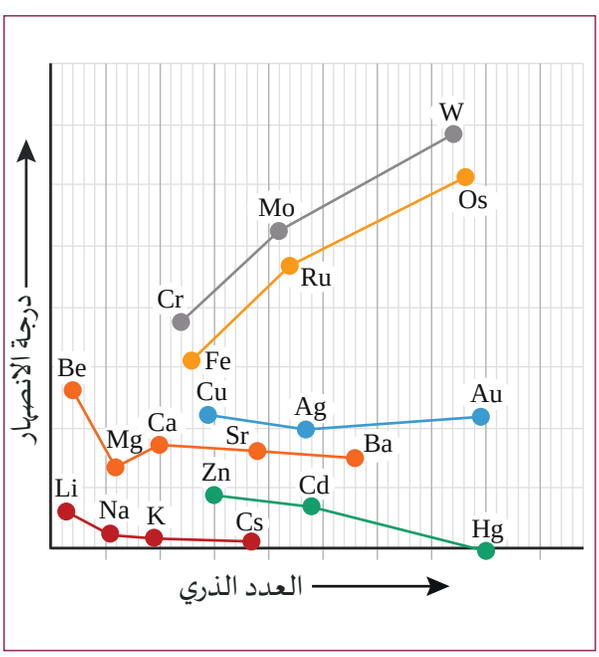


الشكل 1-26 درجات الانصهار للعناصر ذات العدد الذرّي من (1) إلى (18).

كذلك تفسّر الإلكترونات المشتركة في الروابط الفلزّية سبب كون الفلزّات موصّلة جيّدة للكهرباء. فهذه الإلكترونات المشتركة في الروابط الفلزّية يمكنها الحركة بسهولة لحمل التيار الكهربائي؛ لأنها ليست مرتبطة بأي ذرّة منفردة بعينها.

تتميّز العناصر التي لديها درجات الانصهار الأعلى والتي تنتمي إلى الدورتين 2 و3 بتراكيب صلبة تتكوّن من عنصرَي الكربون، والسيليكون، إذ تكوّن هذه الذرّات تراكيب شبكية تساهمية ضخمة مثل الألماس، الذي تكون كل ذرّة فيه مرتبطة بأربع ذرّات أخرى معًا بروابط تساهمية.

وسنلاحظ أن درجة انصهار الفلزّات لا تتّبع نمطًا واحدًا عند الاتّجاه نزولًا من أعلى المجموعة إلى أسفلها (انظر **الشكل 1-27**). إذ تنخفض درجة الانصهار لعناصر المجموعتَين الأولى والثانية عند الاتّجاه نزولًا من أعلى المجموعة إلى أسفلها، في حين تميل درجة انصهار عناصر المجموعات التي تقع بالقرب من منتصف الجدول الدوري إلى الارتفاع، مثل عناصر المجموعة السادسة (Cr، وMo، وW)، وعناصر المجموعة الثامنة (Fe، وRu، وOs). لكن عند الاقتراب بشكل أكبر من عناصر مجموعات اللافلزّات، سوف تميل درجة الانصهار إلى الانخفاض مرّة أخرى كما هو حال عناصر المجموعة الثانية عشرة (Zn، وCd، وHg).



الشكل 1-27 تدرُّج الأنماط في درجات الانصهار للمجموعات المختلفة من الفلزّات.

أيٌّ من الفلزّات القلوية سوف ينصهر إذا وُضع في حمّام ماء مغلي عند درجة حرارة مقدارها 100°C؟ وضّح إجابتك.

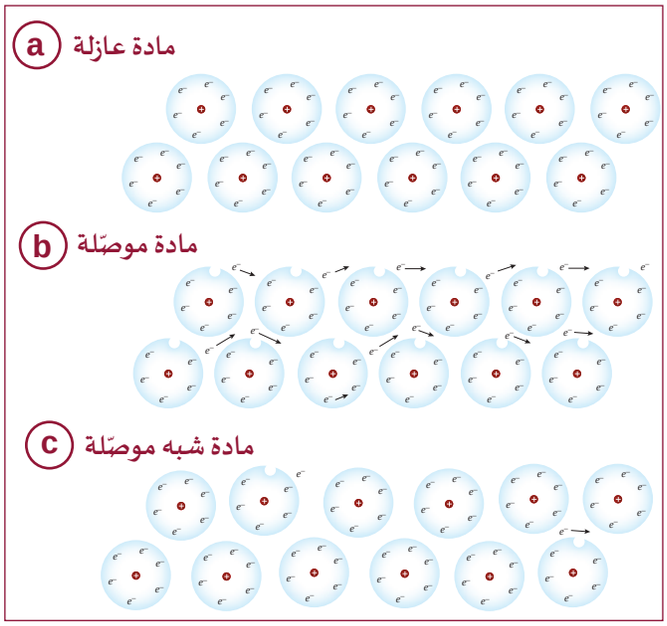
التوصيل الكهربائي

تُعرف الكهرباء بأنّها تدفُّق الشحنة الكهربائية التي يتمّ حملها بواسطة الإلكترونات. تتحرّك الإلكترونات بشكل مستقلّ عن الذرّات في بعض المواد الجيدة التوصيل الكهربائي. ويبيّن **الشكل 1-28** حركة الإلكترونات في ثلاثة أنواع من المواد:

a. في المواد العازلة تكون الإلكترونات مقيّدة داخل الذرّات.

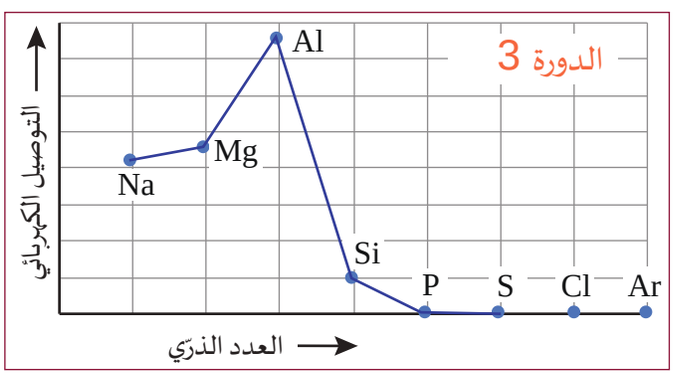
b. في المواد الجيّدة التوصيل الكهربائي كالفلزّات يكون هناك إلكترون حرّ واحد أو أكثر لكل ذرّة.

c. في أشباه الموصّلات، يملك جزء صغير من الذرّات إلكترونات حرّة يمكنها أن تتحرّك.



الشكل 1-28 تعتمد الخصائص الكهربائية للمادة على الكيفية التي ترتبط بها الإلكترونات بالذرّات.

يقيس **التوصيل الكهربائي Electrical conductivity** قابلية المادة لتدفُّق الإلكترونات من نقطة إلى أخرى أو قابلية العنصر لتدفُّق التيار الكهربائي (تدفُّق الإلكترونات) من خلاله. يبيّن **الشكل 1-29** التوصيل الكهربائي لعناصر الدورة الثالثة، حيث يزداد التوصيل الكهربائي بزيادة عدد الإلكترونات الحرّة في العناصر الفلزّية.



الشكل 1-29 الموصّليّة الكهربائية للعناصر.

ويتّصف عنصر الكربون الذي يكون في هيئة جرافيت بأنه يوصّل التيار الكهربائي لوجود إلكترونات حرة في تركيبه. أما الكربون في هيئة ألماس فلا يوصل التيار الكهربائي لعدم وجود إلكترونات حرّة في تركيبه. ويلاحظ أنه:

بزيادة عدد الإلكترونات الحرة لذرّات العنصر الفلزّي يزداد توصيله الكهربائي. وبالتالي لعنصر الألومنيوم توصيل كهربائي أعلى من عنصرَي المغنيسيوم والصوديوم حيث يحتوي الألومنيوم على ثلاثة إلكترونات حرّة بينما يحتوي المغنيسيوم على إلكترونَين حُرَّين ويحتوي الصوديوم على إلكترون حُرّ واحد.

أما عنصر السيليكون فهو من أشباه الفلزّات. لذلك يكون توصيله للكهرباء أقلّ من الفلزّات. لكنّه أكبر بآلاف المرّات من اللافلزّات. ولا يمتلك السيليكون النقي إلكترونات حرّة. ولكن إضافة بعض الشوائب مثل الفوسفور إليه يزيد من قدرة السيليكون على التوصيل الكهربائي. فإضافة ذرّة واحدة من الفوسفور تضيف إلكترونًا حرًّا. يعني ذلك أنّ إضافة ذرّة فوسفور واحدة إلى 10^6 ذرّة سيليكون تزيد من توصيله للكهرباء بمعدّل 10^6 مرّة. تُستخدَم هذه العناصر كثيرًا في الأجهزة الكهربائية الحديثة لأنّها تُمكّننا من التحكُّم بمقدار التوصيل الكهربائي.

تقويم الدرس 1-2

أسئلة اختيار من متعدّد (1-5)

1. أيٌّ من الجمل الآتية تصف معنى نصف القطر الذرّي بالشكل الأفضل؟
   a. نصف قطر النواة الموجودة في مركز أيّة ذرّة من الذرّات.
   b. متوسّط المسافة الفاصلة بين الإلكترونات في أيّة ذرّة من الذرّات.
   c. أقصى قيمة لنصف قطر الإلكترون الخارجي الموجود في أيّة ذرّة من الذرّات.
   d. نصف المسافة الموجودة بين الأنوية عندما تكون هناك ذرّتان متقاربتان، كما يحدث في أغلب الأحيان.

2. أيٌّ من الجمل الآتية صحيحة عن تدرُّج نصف القطر الذرّي لعناصر الجدول الدوري؟
   a. يزداد دائمًا بازدياد العدد الذرّي.
   b. يقلّ دائمًا بازدياد العدد الذرّي.
   c. يزداد عبر الدورة الواحدة، ويقلّ عبر المجموعة بازدياد العدد الذرّي.
   d. يقلّ عبر الدورة الواحدة، ويزداد عبر المجموعة بازدياد العدد الذرّي.

3. أيٌّ من الجمل الآتية تصف العلاقة بين نصف القطر الذرّي ونصف القطر الأيوني بشكل صحيح؟
   a. يكون نصف القطر الأيوني دائمًا أكبر من نصف القطر الذرّي.
   b. يكون نصف القطر الأيوني دائمًا أصغر من نصف القطر الذرّي.
   c. تمتلك الأيونات الموجبة نصف قطر أيوني أصغر، بينما تمتلك الأيونات السالبة نصف قطر أيوني أكبر مقارنة بالذرّات المتعادلة.
   d. تمتلك الأيونات الموجبة نصف قطر أيوني أكبر، بينما تمتلك الأيونات السالبة نصف قطر أيوني أصغر مقارنة بالذرّات المتعادلة.

4. ما العنصر الذي لديه أعلى درجة انصهار؟
   a. Si
   b. Aℓ
   c. Cℓ
   d. Na

5. أيٌّ من الجمل الآتية صحيحة عند تكوّن الأيونات الموجبة من الذرّات المقابلة؟
   a. تفقد الذرّة الإلكترونات ويزداد نصف قطرها.
   b. تكتسب الذرّة الإلكترونات ويزداد نصف قطرها.
   c. تكتسب الذرّة الإلكترونات ويقلّ نصف قطرها.
   d. تُفقد الذرّة الإلكترونات ويقلّ نصف قطرها.

6. صف الفرق بين كل من المادة الجيّدة التوصيل الكهربائي والمادة العازلة والمادة شبه الموصّلة، من حيث الآليّة التي ترتبط بها الإلكترونات بالذرّات.

الدرس 3-1

النشاط الكيميائي للعناصر
Reactivity of the Elements

يضاف فلوريد الصوديوم (NaF)، الموضّح في **الشكل 1-30a**، إلى إمدادات مياه الشرب للمساهمة في تقليل تسوُّس الأسنان. وتُشكّل المادة الكيميائية فلوريد الكالسيوم (CaF_2) بلّورات ثمانية الأوجه تُسمّى "الفلوريت" (**الشكل 1-30b**). يُستخدَم فلوريد الكالسيوم في صناعة بعض العدسات اللاصقة، وفي عملية تكرير المعادن.

يتفاعل الصوديوم مع الفلور بنسبة 1:1، ولكنّ الكالسيوم يتفاعل مع الفلور بنسبة 2:1.

يُعدّ الصوديوم فلزًّا قويًّا، وينتمي الفلور إلى الهالوجينات. هل تتشكّل مُركّبات أخرى من الفلزّات القلوية والهالوجينات بنسبة 1:1؟

أمّا الكالسيوم فهو فلزّ قلوي أرضي. هل تتشكّل مُركّبات أخرى من الفلزّات القلوية الأرضية والهالوجينات بنسبة 2:1؟ هل يمكن استخدام موقع العنصر في الجدول الدوري للتنبّؤ بالصيغة الكيميائية لمُركّباته؟

الشكل 1-30 (a) يمكن إضافة فلوريد الصوديوم، NaF، إلى إمدادات مياه الشرب لتقليل تسوّس الأسنان. ويشكّل فلوريد الكالسيوم CaF_2 (b)، بلّورات ثمانية الأوجه من الفلوريت.

مخرجات التّعلُّم

C1002.5 يصف التدرُّج في الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر ومركّباتها البسيطة ضمن المجموعات (الأولى) I (والثانية) II (والسابعة) VII والثامنة (الصفرية) (VIII)، ويفسر هذا التدرُّج من حيث التركيب الذرّي. يجب أن تتضمّن الخصائص الفيزيائية نصف القطر الذرّي، ونصف القطر الأيوني، ودرجة الانصهار، والتوصيل الكهربائي.

C1002.6 يتوقّع التفاعُلات الممكنة والنشاط الكيميائي المحتمل للعناصر من خلال موقعها في الجدول الدوري.

المفردات

النشاط الكيميائي	Chemical reactivity

النشاط الكيميائي للفلزّات القلوية

سنلقي في هذا الدرس نظرة على بعض التفاعُلات البسيطة التي تتضمّن الفلزّات القلوية في المجموعة الأولى (IA)، فضلًا عن بعض التفاعُلات التي تتضمّن مجموعات أخرى من العناصر. تذكّر أن الفلزّات القلوية هي المجموعة الأكثر نشاطًا كيميائيًا، فهي شديدة التفاعُل إلى درجة يتفاعل بعضها بعنف مع الماء لإنتاج محلول مائي من هيدروكسيد الفلزّ، $MOH_{(aq)}$، وغاز الهيدروجين $H_{2(g)}$ بحسب المعادلة الكيميائية العامة الآتية:

$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

يمكن لغاز الهيدروجين الناتج أن يشتعل ويحترق بلون أزرق باهت، ولكن هذا اللون غير واضح في الضوء العادي كما أنّه يُصدِر صوت فرقعة.

عرض عملي

لمّا كانت الفلزّات القلوية عناصر ليّنة ومنخفضة الكثافة (**الشكل 1-31**)، فإنّ بالإمكان استخدام مشرط لقطعها بسهولة. لذا، يجب تخزينها مغمورة في زيت البارافين أو في مذيب هيدروكربوني آخر لمنع تعرّضها للأكسجين وبخار الماء الجوي. سيعرض معلّمك تفاعُل هذه الفلزّات مع الماء عن طريق وضع قطع صغيرة منها في دورق من الماء في خزانة الغاز. سجّل ملاحظاتك لتتمكّن من الإجابة عن الأسئلة الآتية لكل فلزّ:

الشكل 1-31 (a) الليثيوم (b) الصوديوم (c) البوتاسيوم.

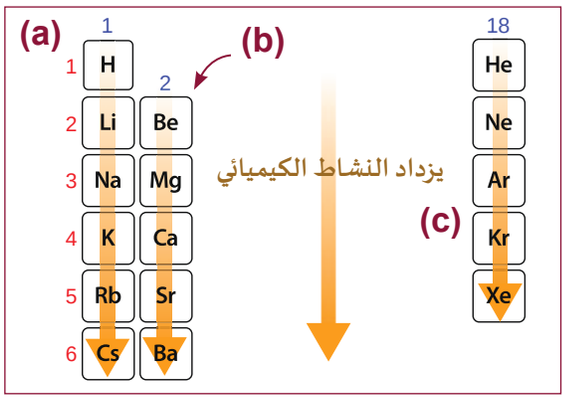
1. هل هناك دليل على تكوّن غاز؟
2. هل يحترق هذا الغاز ويشتعل؟ إذا كان كذلك، فما لون اللهب؟
3. هل سمعت صوت فرقعة بسيطًا خلال محاولة إشعال الغاز الناتج عن أحد هذه التفاعُلات؟ استنتج اسم هذا الغاز الناتج.
4. بناء على ملاحظاتك، رتّب النشاط الكيميائي لهذه الفلزّات من الأقلّ تفاعُلًا إلى الأشدّ تفاعُلًا.
5. هل تتّفق ملاحظتك حول نشاطها الكيميائي مع تدرُّج نشاط الفلزّات القلوية؟

الفلزّات القلوية الثلاثة الأثقل هي الروبيديوم (Rb) والسيزيوم (Cs) والفرانسيوم (Fr). يمكن الحصول على عيّنات مختبرية من الروبيديوم والسيزيوم، ولكن لا يمكن الحصول على عيّنات مخبرية من الفرانسيوم. ابحث عن بعض أسباب ذلك.

تدرُّج النشاط الكيميائي للعناصر من خلال موقعها في الجدول الدوري

يكون **النشاط الكيميائي Chemical reactivity** لبعض العناصر شديدًا للغاية إلى درجة تفاعُلها بعنف عند تعرّضها للهواء أو الماء (**الشكل 1-32**). وهناك عناصر أخرى شبه خاملة. فالهيليوم (He) مثلًا لا يكوّن أيّ مُركّبات مستقرّة تحت الضغط الطبيعي. وهناك مجموعات قليلة في الجدول الدوري (**الشكل 1-33**) تظهر أنماط نشاط كيميائي واضحة الاتّجاهات، حيث يزداد النشاط الكيميائي عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة، وهي:

الشكل 1-32 يتفاعل فلزّ السيزيوم بعنف مع الماء.



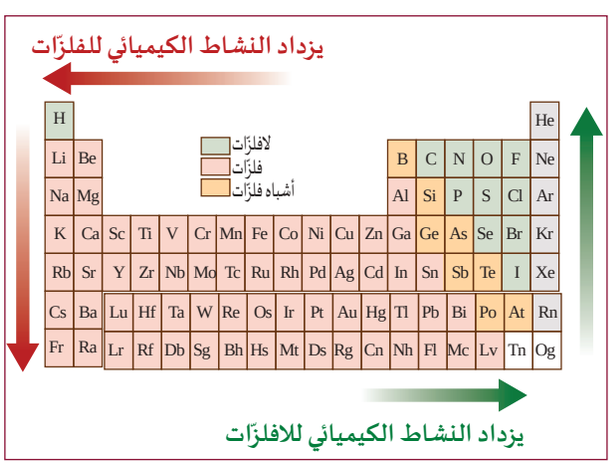
الشكل 1-33 يزداد النشاط الكيميائي عند الاتّجاه إلى أسفل مجموعة الفلزّات القلوية (a)، والفلزّات القلوية الأرضية (b) والغازات النبيلة (c).

1. الفلزّات القلوية في المجموعة الأولى (IA) باستثناء الهيدروجين فهو ليس فلزًّا قلويًّا. وهذه المجموعة تمثّل العناصر الأكثر نشاطًا كيميائيًا.
2. الفلزّات القلوية الأرضية في المجموعة الثانية (IIA) هي ثاني أكثر الفلزّات، من حيث النشاط الكيميائي كمجموعة.
3. الغازات النبيلة في المجموعة الثامنة عشرة (VIIIA). وعلى الرغم من كون الغازات النبيلة غير نشطة كيميائيًّا بشكل عام، إلا أنّ بإمكان بعضها تشكيل عدد قليل من المُركّبات.

في الدورة الواحدة، يكون الفلزّ القلوي أكثر نشاطًا كيميائيًّا من الفلزّ القلوي الأرضي.

خلال الدورات من اليسار إلى اليمين يقلّ النشاط الكيميائي للعناصر الفلزّية، ويزداد النشاط الكيميائي للعناصر اللافلزّية (عدا العناصر النبيلة) (**الشكل 1-34**).

ملاحظة: تتميّز عناصر الدورة السابعة من المجموعة الأولى والثانية بأنّها عناصر مُشعّة؛ لذلك لا تدخل ضمن المقارنة بالنشاط الكيميائي.



الشكل 1-34 النمط العام في النشاط الكيميائي مختلف ما بين الفلزّات واللافلزات.

وتُعدّ عناصر العملات المعدنية في المجموعة الحادية عشرة (IB) وهي النحاس (Cu) والفضّة (Ag) والذهب (Au) أقلّ نشاطًا كيميائيًّا بكثير من معظم الفلزّات الأخرى. لذلك تكون أكثر مقاومة للتآكل من معظم الفلزّات. وهذا ما يُفسّر إمكانية العثور على هذه الفلزّات في الحالة المفردة (الفلزّات النقية) في القشرة الأرضية؛ وقد استُخدمت لعدة قرون في صنع العملات المعدنية.

أمثلة على النشاط الكيميائي

مثال 3

أيٌّ من العناصر الآتية الأقلّ نشاطًا كيميائيًّا كفلزّ: الليثيوم (Li) أم الحديد (Fe) أم الكبريت (S) أم الزينون (Xe)؟

الحلّ:

- الكبريت (S) والزينون (Xe) لافلزّات، وبالتالي يتمّ استبعادهما كخيارات.
- الليثيوم (Li) فلزّ قلوي. والفلزّات القلوية هي أكثر العناصر نشاطًا كمجموعة. لذلك يتمّ استبعاد الليثيوم (Li) كخيار.
- وهذا يؤدّي إلى بقاء الحديد (Fe) كونه الفلزّ الأقلّ تفاعُلًا بين الخيارات.

مثال 4

أيٌّ من العناصر الآتية الأكثر نشاطًا كيميائيًّا: الأرجون (Ar) أم النيون (Ne) أم الزينون (Xe)؟

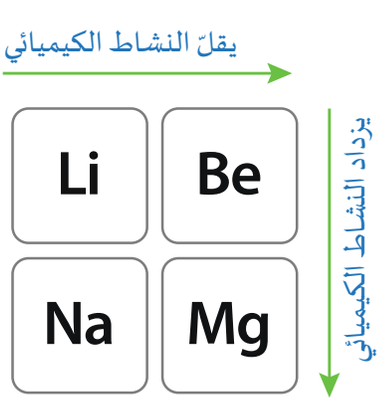
الحلّ:

- هذه العناصر جميعها غازات نبيلة تنتمي إلى المجموعة الثامنة عشرة (VIIIA).
- على الرغم من أن الغازات النبيلة ليست نشطة كيميائيًّا، إلا أن المجموعة الثامنة عشرة (VIIIA) هي واحدة من ثلاث مجموعات تظهر زيادة النشاط الكيميائي عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
- يقع الزينون (Xe) في أسفل مجموعة الخيارات، فهو بالتالي الأكثر نشاطًا كيميائيًّا.

مثال 5

أي من العناصر الآتية الأكثر نشاطًا كيميائيًّا:

الليثيوم (Li) أم البريليوم (Be) أم الصوديوم (Na) أم المغنيسيوم (Mg)؟



الحلّ:

- لاحظ أن هذه العناصر الأربعة هي فلزّات قلوية أو فلزّات قلوية أرضية.
- يزداد النشاط الكيميائي لهذه العناصر عند الاتّجاه أسفل المجموعة ويقلّ عند الاتّجاه عبر الدورة كلما اتّجهنا من اليسار إلى اليمين.
- لذلك يُعدّ الصوديوم (Na) هو الأكثر نشاطًا كيميائيًّا بين هذه الخيارات.

نشاط a3-1 النشاط الكيميائي للفلزّات

سؤال الاستقصاء	هل يمكن مقارنة النشاط الكيميائي للفلزّات من خلال التجربة العملية؟
الموادّ المطلوبة	كمّيات موزونة بقيمة 2g من الفلزّات الآتية: Cu، Na، Mg، Ni، Aℓ، Zn، إضافة إلى محلول حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ تركيزه 1M، (6) أنابيب اختبار 20 mm × 150 mm، وحامل أنابيب اختبار، ساعة توقيت، نظارات واقية.

مقدمة

تتفاعل الفلزّات النشطة (M) مع حمض الهيدروكلوريك، $HC\ell_{(aq)}$ ، لإنتاج محلول كلوريد الفلزّ، $MC\ell_{x(aq)}$، وغاز الهيدروجين، $H_{2(g)}$: بحسب المعادلة الكيميائية العامة الآتية:

$$M_{(s)} + yHC\ell_{(aq)} \rightarrow MC\ell_{x(aq)} + H_{2(g)}$$

خطوات العمل(مجموعات من 3 أو 4 طلاب):

1. املأ 6 أنابيب اختبار بـ 5 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك $HC\ell$ تركيزه 1 M.
2. قم، في الوقت نفسه، بإضافة كمّيات 2 g التي تمّ قياسها مسبقًا من كل فلزّ إلى أنابيب الاختبار وابدأ على الفور بتشغيل ساعة التوقيت.
3. راقب التفاعُلات بعناية. سيكون بعضها سريعًا جدًا. وقد يحتاج تفاعُل بعضها الآخر إلى 10 دقائق وبعضها لن يتفاعل. ستُنتج بعض التفاعُلات تغييرًا في لون المحلول.
4. سجّل ترتيب نشاط تفاعُل الفلزّ في جدول البيانات (**الجدول 1-11**) من الأكثر تفاعُلًا إلى الأقل تفاعُلًا.

الجدول 1-11 جدول البيانات

العنصر (M)	ترتيب العناصر من حيث نشاطها الكيميائي: الأكثر نشاط = 1 التالي في النشاط = 2 ... وهكذا. سجّل NR للدلالة على عدم حدوث تفاعُل.
نحاس (Cu)	
صوديوم (Na)	
مغنيسيوم (Mg)	
نيكل (Ni)	
ألومنيوم (Al)	
خارصين (Zn)	

5. إذا لم يُلاحظ أيُّ تفاعُل بعد 10 دقائق، فسجّل NR (لا يوجد تفاعُل) في جدول البيانات.

الأسئلة

a. ما الفلزّ الأكثر تفاعُلًا ؟وما الفلزّ الأقلّ تفاعُلًا؟

b. إلى أيّة مجموعات في الجدول الدوري تنتمي هذه الفلزّات؟

c. هل كان بإمكانك توقّع الفلزّات الأكثر نشاطًا كيميائيًا والأقلّ نشاطًا كيميائيًا قبل بدء التجربة؟ قدّم تفسيرًا لإجابتك.

تفاعُلات الفلزّات القلوية البسيطة ومركّباتها

التفاعُل مع الماء

تتفاعل الفلزّات القلوية (M) مع الماء لإنتاج محلول مائي من هيدروكسيد الفلزّ، $MOH_{(aq)}$، وغاز الهيدروجين، $H_{2(g)}$ بحسب المعادلة الكيميائية العامة الآتية:

$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

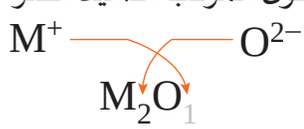
الصيغة العامة لجميع مُركّبات هيدروكسيدات الفلزّات القلوية هي MOH، حيث يتّحد أيون الفلزّ القلوي (M^+) مع أيون الهيدروكسيد (OH^-) بنسبة 1:1 (**الجدول 1-12**)، ليكوّن الفلزّ القلوي أيونات ذات شحنة (+1) بفقدان إلكترونها الخارجي، ويكون لأيون الهيدروكسيد شحنة (−1). وباستخدام طريقة التقاطُع (CRISS-CROSS) تكون الصيغة الكيميائية العامة لهذه المُركّبات هي: MOH

الجدول 1-12 هيدروكسيدات الفلزّات القلوية.

الفلزّ القلوي	هيدروكسيد الفلزّ
الليثيوم (Li)	LiOH
الصوديوم (Na)	NaOH
البوتاسيوم (K)	KOH
الروبيديوم (Rb)	RbOH
السيزيوم (Cs)	CsOH

التفاعُل مع الأكسجين

خلال التفاعُلات البسيطة بين الفلزّات القلوية والأكسجين يتكوّن أكسيد الفلزّ (M_2O). يستطيع عنصر الأكسجين أن يكسب إلكترونَين ليكوّن أيون الأكسيد (O^{2-}). لذلك يرتبط مع أيون الفلزّ (M^+) بنسبة 1:2 ليكوّن المُركّب أكسيد الفلزّ



على سبيل المثال، يتفاعل الليثيوم مع الأكسجين لتكوين أكسيد الليثيوم:

$$4\ Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)}$$ (أكسيد الليثيوم)

الجدول 1-13 نواتج تفاعُل الفلزّات القلوية مع الأكسجين.

اسم الفلزّ	الصيغة الكيميائية للمُركّبات الناتجة عن تفاعُل الفلزّ مع الأكسجين
الليثيوم (Li)	Li_2O
الصوديوم (Na)	Na_2O
البوتاسيوم (K)	K_2O

الجدول 1-14 ألوان الفلزات القلوية خلال اختبار اللهب.

العنصر	لون اللهب المُنبعث
الليثيوم (Li)	أحمر
الصوديوم (Na)	أصفر
البوتاسيوم (K)	بنفسجي فاتح
الروبيديوم (Rb)	أحمر غامق
السيزيوم (Cs)	أزرق فاتح

اختبار اللهب

عند إحتراق الفلزات القلوية ينبعث لهب ذو لون مميّز. يبين **الجدول 1-14** ألوان اللهب المنبعثة نتيجة إحتراق الفلزات القلوية وهذا يسمى بإختبار اللهب للكشف عن وجود الفلزات القلوية في المركبات الأيونية.

كما يبين **الشكل 1-35** ألوان اللهب المنبعث من إحتراق بعض الفلزات .

الشكل 1-35 لون اللهب المنبعث خلال اختبار اللهب لعناصر المجموعتين الاولى والثانية.

خصائص وتفاعُلات الفلزّات القلوية الأرضية

تُعدّ الفلزّات القلوية الأرضية، مثلها مثل باقي الفلزّات، وهي جيّدة التوصيل للكهرباء بصورة أفضل من الفلزّات القلوية، بسبب زيادة عدد الإلكترونات الحرّة في مستوى طاقتها الأخير. وبالنظر إلى نشاطها الكيميائي المرتفع، فإنها لا تُستخدَم لهذا الغرض كما الفلزّات القلوية. توجد فلزّات المجموعة الثانية في الطبيعة في الكثير من المعادن مثل الكالسيت (كربونات الكالسيوم) $CaCO_3$.

التفاعُل مع الماء

لا يتفاعل البريليوم (Be) والمغنيسيوم (Mg) مع الماء عند درجة حرارة الغرفة. ولكن الفلزّات القلوية الأرضية الأخرى (M) تتفاعل بسرعة مع الماء بدرجات متفاوتة، مثلها مثل الفلزّات القلوية، لإنتاج هيدروكسيد الفلزّ $M(OH)_{2(aq)}$، وغاز الهيدروجين $(H_{2(g)})$، بحسب المعادلة الكيميائية العامّة الآتية:

$$M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow M(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

الجدول 1-15 هيدروكسيدات الفلزّات القلوية الأرضية.

الفلزّ القلوي الأرضي (M)	هيدروكسيد الفلزّ القلوي $(M(OH)_2)$
بريليوم (Be)	$Be(OH)_2$
مغنيسيوم (Mg)	$Mg(OH)_2$
كالسيوم (Ca)	$Ca(OH)_2$
سترونشيوم (Sr)	$Sr(OH)_2$
باريوم (Ba)	$Ba(OH)_2$

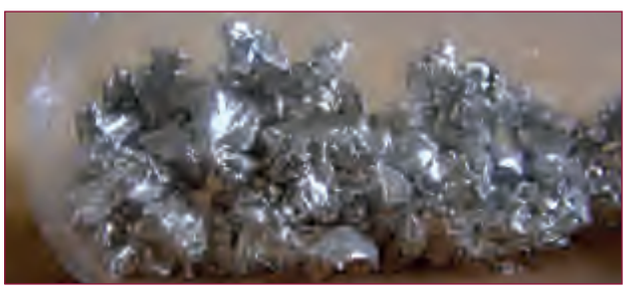
تكون الصيغة العامة لجميع هيدروكسيدات الفلزّات القلوية الأرضية هي $M(OH)_2$، حيث يتّحد أيون الفلزّ القلوي الأرضي (M^{2+}) مع أيون الهيدروكسيد (OH^-) بنسبة 1: 2 (**الجدول 1-15**)، لأن الفلزّات القلوية الأرضية تشكّل أيونات ذات شحنة (2+)، وذلك بفقدان إلكترونَي التكافؤ، ولأن لأيون الهيدروكسيد شحنة (1−)؛ وباستخدام طريقة التقاطُع (CRISS-CROSS) تكون الصيغة الكيميائية العامة لهذه المُركّبات هي: $M(OH)_2$

اختبار اللهب

عند احتراق الفلزّات القلوية الأرضية ينبعث لهب ذو لون مميّز، وبالتالي يستخدم هذا كاختبار للتمييز بين تلك الفلزّات. يبيّن **الجدول 1-16** ألوان اللهب المختلفة التي تنبعث خلال اختبار اللهب للفلزّات القلوية الأرضية. فعنصر المغنيسيوم مثلًا له لون لهب أبيض مزرقّ ساطع جدًّا بحيث لا تستطيع النظر إليه مباشرة.

الجدول 1-16 ألوان الفلزّات القلوية الأرضية خلال اختبار اللهب.

العنصر	لون اللهب المُنبعث
بريليوم (Be)	أبيض
مغنيسيوم (Mg)	أبيض مزرقّ
كالسيوم (Ca)	أحمر طوبي
سترونشيوم (Sr)	قرمزي
باريوم (Ba)	أخضر



الشكل 1-36 فلزّ الكالسيوم.

يوضّح **الشكل 1-36** عيّنة نقيّة من فلزّ الكالسيوم (Ca) المخزّن تحت غاز الأرجون (Ar). ناقش مع زميلك السبب الذي يوجب تخزين فلزّ الكالسيوم تحت غاز الأرجون بدلًا من الهواء.

تفاعُلات المجموعة الثانية (IIA) - الفلزّات القلوية الأرضية مع الأكسجين

تتفاعل الفلزّات القلوية الأرضية جميعها ماعدا البريليوم مع الأكسجين الجوّي عند درجة حرارة الغرفة لتكوين أكسيد الفلزّ بحسب المعادلة الكيميائية العامة الآتية:

$$2\ M_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MO_{(s)}$$

تكون الصيغة العامة لجميع أكاسيد الفلزّات القلوية الأرضية هي MO، حيث يتّحد الفلزّ القلوي الأرضي (M) مع أيون الأكسيد (O^{2-}) بنسبة 1: 1. ويلخّص **الجدول 1-17** صيغ أكاسيد الفلزّات القلوية الأرضية.

الجدول 1-17 صيَغ أكاسيد الفلزّات القلوية الأرضية.

الفلزّ القلوي الأرضي (M)	أكسيد الفلزّ القلوي (MO)
بريليوم (Be)	BeO
مغنيسيوم (Mg)	MgO
كالسيوم (Ca)	CaO
سترونشيوم (Sr)	SrO
باريوم (Ba)	BaO

مثال 6

يتفاعل عنصر المغنيسيوم بشدّة مع غاز الأكسجين في الهواء. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعُل مستخدمًا طريقة التقاطُع لتبيّن الصيغة الكيميائية للمُركّب الناتج.

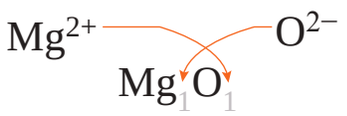
الحلّ:

المعادلة الكيميائية الموزونة هي:

$$2\ Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ MgO_{(s)}$$

المُركّب الناتج هو أكسيد المغنيسيوم المكوّن من أيون المغنيسيوم ذي الشحنة (+2) وأيون الأكسيد ذي الشحنة السالبة (–2) وذلك باستخدام طريقة التقاطُع التالية تكون صيغة المُركّب هي MgO:

ملاحظة: إذا كان الرقم السفلي في الصيغة هو الواحد فلا يكتب هذا الرقم.

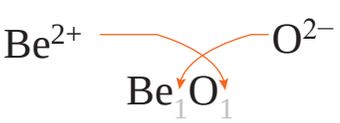


مثال 7

أيٌّ من الفلزّات الآتية يشكّل أكسيدًا بالصيغة العامّة MO، ولكنّه لا يتفاعل مع الأكسجين عند درجة حرارة الغرفة؟

الليثيوم (Li) البريليوم (Be) البوتاسيوم (K) الكالسيوم (Ca)

الحلّ:



- بما أنَّ شحنة الأكسيد هي (2–) (O^{2-})، فإنّ شحنة الفلزّ (M) يجب أن تكون (+2)، مما يجعله فلزًّا قلويًا أرضيًا، وبالتالي نستبعد كلًّا من الليثيوم (Li) والبوتاسيوم (K).
- يتفاعل الكالسيوم (Ca) مع الأكسجين عند درجة حرارة الغرفة، ولكن البريليوم (Be) لا يتفاعل. لذا، فإنّ الفلزّ هو البريليوم (Be).

النشاط الكيميائي للهالوجينات

تتميّز عناصر مجموعة الهالوجينات بأنّها شديدة النشاط الكيميائي لذلك لا توجد في الطبيعة بصورة مفردة، بل تكوّن جُزيئات ثنائية الذرّة أو مرتبطة مع عناصر أخرى . ففي الطبيعة توجد الهالوجينات في الكثير من المُركّبات كتلك التي تكوّن معجون تنظيف الأسنان، الفلوريت (CaF_2) والهاليت ($NaC\ell$) وفلوريد القصدير (SnF_2).

تتفاعل الفلزّات القلوية (M) مع الهالوجينات (X_2) لإنتاج هاليد الفلزّ القلوي. وباستخدام طريقة التقاطُع (CRISS-CROSS) تكون الصيغة الكيميائية العامّة لهذه المُركّبات هي: MX.

وتتفاعل أيونات الفلزّات القلوية الأرضية (M^{2+}) مع أيونات الهاليدات (X^-) بنسبة 1: 2 لإنتاج هاليد الفلزّ القلوي الأرضي. وباستخدام طريقة التقاطُع تكون الصيغة الكيميائية العامة لهذه المُركّبات الآتية: MX_2.

يوضّح **الجدول 1-18** صيَغ هاليدات الصوديوم وهاليدات المغنيسيوم كأمثلة على ذلك.

الجدول 1-18 هاليدات الصوديوم (NaX) من المجموعة الأولى، وهاليدات المغنيسيوم (MgX_2) من المجموعة الثانية.

الهالوجين	هاليد الصوديوم	هاليد المغنيسيوم
فلور (F_2)	NaF	MgF_2
كلور ($C\ell_2$)	$NaC\ell$	$MgC\ell_2$
بروم (Br_2)	NaBr	$MgBr_2$
يود (I_2)	NaI	MgI_2

$M^+ \quad X^-$

M_1X_1

مثال

$2Na + C\ell_2 \rightarrow 2NaC\ell$

$M^{2+} \quad X^-$

M_1X_2

مثال

$Mg + C\ell_2 \rightarrow MgC\ell_2$

تكتسب الهالوجينات إلكترونًا واحدًا لتكوين أيونات شحنتها (1-) عند التفاعُل مع الفلزّات القلوية والفلزّات القلوية الأرضية.

مثال 8

اكتب الصيَغ الكيميائية للمُركّبات المُتكوّنة عندما:

a. يتفاعل الليثيوم (Li) مع الفلور (F_2).

b. يتفاعل البريليوم (Be) مع الكلور ($C\ell_2$).

الحلّ:

a. الليثيوم (Li) فلزّ قلوي. وعندما تتفاعل الفلزّات القلوية، فإنها تكوّن أيونات شحنتها (+1). أما الفلور فهو هالوجين. وعندما تتفاعل الهالوجينات مع الفلزّات القلوية فإنها تكوّن أيوّنات شحنتها (−1).

$Li^+ \quad F^-$

$Li_1F_1 \longrightarrow LiF$

- لذا، يتحد الليثيوم والفلور لتكوين مُركّب فلوريد الليثيوم ذي الصيغة الكيميائية: LiF

b. البريليوم (Be) فلزّ قلوي أرضي. وعندما تتفاعل الفلزّات القلوية الأرضية، فإنها تكوّن أيونات شحنتها (+2). أما الكلور فهو هالوجين. وعندما تتفاعل الهالوجينات مع الفلزّات القلوية الأرضية فإنها تكوّن أيونات شحنتها (−1).

$Be^{2+} \quad C\ell^-$

$Be_1C\ell_2 \longrightarrow BeC\ell_2$

- لذا، فإنّ البريليوم يتّحد مع الكلور لتكوين مُركّب كلوريد البريليوم ذي الصيغة الكيميائية: $BeC\ell_2$

نشاط b3-1 النشاط الكيميائي للهالوجينات

سؤال الاستقصاء	هل يمكن مقارنة النشاط الكيميائي للهالوجينات من خلال التجربة العملية؟
الموادّ المطلوبة	ماء الكلور (1%) ، ماء البروم (1%)، محلول اليود تركيزه 0.1 M، محلول كلوريد البوتاسيوم $KC\ell$ تركيزه 0.1 M، محلول بروميد البوتاسيوم KBr تركيزه 0.1 M، محلول يوديد البوتاسيوم KI تركيزه 0.1 M، لوح التجويفات البيضاء مع 9 تجويفات، ماصّات قطارة، نظّارات واقية.

مقدّمة

في هذه التجربة، تحلّ المحاليل المائية للهالوجينات الأكثر نشاطًا كيميائيًا، ($X_{2(aq)}$)، محلّ أيونات الهاليدات الأقلّ نشاطًا، ($Z^-_{(aq)}$) في محاليلها. يشمل هذا الاستقصاء ثلاثة أمثلة على أملاح البوتاسيوم وهي: $KC\ell$ و KBr و KI. المعادلة الكيميائية العامة في الحالات الثلاث هي كالتالي:

$$X_{2(aq)} + 2KZ_{(aq)} \rightarrow Z_{2(aq)} + 2KX_{(aq)}$$

خطوات العمل (العمل ضمن مجموعات ثنائية):

1. باستخدام قطّارة ماصّة، ضع قطرتَين من محلول الكلور في كلّ من التجويفات الثلاثة على لوحة التجويفات. كرّر هذه الخطوة باستخدام قطّارة ماصّة نظيفة لمحاليل البروم واليود.
2. أضف قطرتَين من محلول كلوريد البوتاسيوم $(KC\ell)_{(aq)}$ إلى كلّ من التجاويف الثلاثة التي تحتوي على محلول هالوجين مختلف.
3. سجّل ملاحظاتك في جدول البيانات (**الجدول 1-18**).
4. كرّر الخطوتَين رقم 2 و 3 باستخدام محلول بروميد البوتاسيوم $(KBr)_{(aq)}$ ويوديد البوتاسيوم $(KI)_{(aq)}$.

الجدول 1-18 جدول البيانات.

محلول الهالوجين	التفاعُل مع		
	$KC\ell_{(aq)}$	$KBr_{(aq)}$	$KI_{(aq)}$
$C\ell_{2(aq)}$			
$Br_{2(aq)}$			
$I_{2(aq)}$			

الأسئلة

a. بناءً على الملاحظات المسجّلة في جدول البيانات، رتّب الهالوجينات المعطاة حسب نشاطها الكيميائي: من الأكثر نشاطًا إلى الأقلّ نشاطًا.

b. من إجابتك عن السؤال a)، حدّد اتّجاه التدرُّج في خاصّية النشاط الكيميائي للهالوجينات الثلاثة.

تقويم الدرس 1-3

أسئلة اختيار من متعدّد (1-3)

1. أيٌّ من العناصر الآتية يُعدّ الأكثر نشاطًا كيميائيًا؟

a. الهيدروجين.
b. الليثيوم.
c. الصوديوم.
d. البوتاسيوم.

2. أيٌّ ممّا يأتي الصيغة الكيميائية للمُركّب المتكوّن من تفاعُل الأكسجين والكالسيوم؟

a. CaO_2
b. Ca_2O_3
c. Ca_2O
d. CaO

3. ما الصيغة العامّة الصحيحة لهيدروكسيد فلزّ قلوي أرضي؟

a. MOH
b. $M(OH)_2$
c. $M(OH)_3$
d. $M(OH)_4$

4. اكتب الصيغة الكيميائية للمُركّبَين الآتيَين:

a. كلوريد الكالسيوم
b. بروميد المغنيسيوم

5. يبيّن **الشكل 1-37** الشحنة العامّة التي يمكن أن تكوّنها بعض العناصر. استخدم هذا الشكل لتحدّد شحنة الأيون التي يمكن أن تكوّنها العناصر الآتية:

a. الكالسيوم (Ca)
b. الجرمانيوم (Ge)
c. الكبريت (S)
d. اليود (I)

+1											0
H	+2			+3	±4	−3	−2	−1			He
Li	Be			B	C	N	O	F			Ne
Na	Mg			Al	Si	P	S	Cl			Ar
K	Ca			Ga	Ge	As	Se	Br			Kr
Rb	Sr			In	Sn	Sb	Te	I			Xe
Cs	Ba										

الشكل 1-37 الشحنات المتوقّعة لعناصر المجموعات الرئيسة.

6. ما عدد الإلكترونات المُكتسبة أو المفقودة عندما تشكّل ذرّة الهالوجين أيونًا؟

7. اشرح لماذا تُشكّل عناصر المجموعة الثانية (الفلزّات القلوية الأرضية) M مُركّبات مع الهالوجينات X ذات الصيغة العامة MX_2.

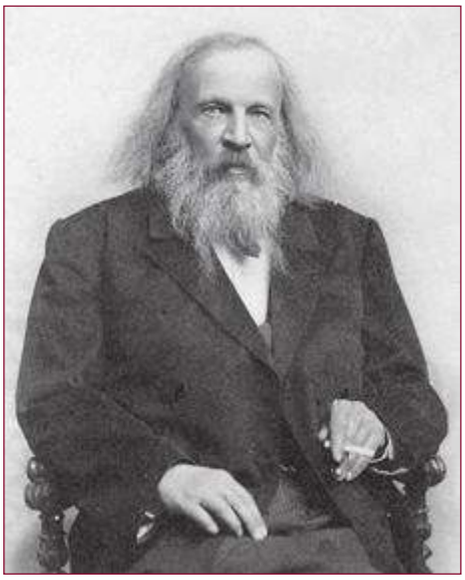
8. اكتب معادلات كيميائية موزونة للتفاعلات الآتية:

a. تفاعُل الليثيوم مع الأكسيجين.
b. تفاعُل الكالسيوم مع الماء.
c. تفاعُل المغنيسيوم مع الكلور .

ضوء على العلماء

العالم ديمتري إيفانوفيتش مندليف
1834-1907 :Dmitri Ivanovich Mendeleev

وُلد الكيميائي الروسي ديمتري إيفانوفيتش مندليف (**الشكل 1-38**) في 8 فبراير 1834 في قرية فيركني أرميزياني بمنطقة سيبيريا في روسيا. توفي والده إيفان بافلوفيتش مندليف في العام 1847 عندما كان هو صغيرًا. انتقلت والدته ماريا دميتريفنا كورنيليفا مع عائلتها إلى سان بطرسبرغ بعد فترة وجيزة. وفي العام 1854 ، أصيب مندليف بمرض السل وانتقل إلى شبه جزيرة القرم لتلقّي العلاج. عاد إلى سانت بطرسبرغ بعد عامين، وكان قد تعافى بصورة كاملة. تخرّج مندليف في جامعة سانت بطرسبرغ عام 1856 وبدأ التدريس هناك عام 1857.



الشكل 1-38 ديمتري مندليف.

ولحاجته إلى كتاب لتدريس المقرّر التعليمي في الكيمياء غير العضوية، نشر مندليف مجلّدَيْن في مبادئ الكيمياء بين العامَين 1868 و 1870. وفي أثناء تدوين ملاحظاته عند تدريسه للمادة التعليمية لمبادئ الكيمياء ، وجد مندليف نمطًا دوريًا ظهر عندما تُرتَّب العناصر وفقًا لخصائصها وكتلها الذرّية. ولكنه ترك مساحات فارغة للعناصر غير المكتشفة آنذاك، وهذا ما أدّى إلى قبول هذا الترتيب على نطاق واسع في المجتمع العلمي عندما اكتُشفت عناصر جديدة بخصائص تنبّأ بها جدوله الدوري. وفي سنوات لاحقة ، قال مندليف إنّ الجدول الدوري قد جاءه في الحُلُم. إضافة إلى ذلك، فقد أدّت أبحاث مندليف الأخرى إلى إنتاج البترول في روسيا.

استقال مندليف من جامعة سان بطرسبرغ عام 1890 وذهب للعمل رئيسًا لغرفة الأوزان والمقاييس. وفي أثناء وجوده هناك لعب دورًا رئيسًا في نقل الإمبراطورية الروسية إلى النظام المتري. توفي مندليف بسبب الإنفلونزا في سانت بطرسبرغ بتاريخ 2 فبراير 1907 عن عمر يناهز 72 عامًا. وُضع نصب تذكاري تخليدًا لاسمه (**الشكل 1-39**) خارج غرفة الأوزان والمقاييس التي أعيدت تسميتها بمعهد DI، معهد مندليف لعلم القياس عام 1945.

الشكل 1-39 نصب تذكاري لمندليف في معهد DI للقياس، سانت بطرسبرغ، روسيا.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدرس 1-1: الجدول الدوري للعناصر

- يعود الفضل إلى ديمتري مندليف في نشر أوّل نسخة من الجدول الدوري، حيث رُتّبت العناصر وفقًا لخصائصها وكتلها الذرّية والتي تظهر دورية Periodcity في الخصائص. وقد رُتّبت العناصر في الجدول الدوري الحديث وفق الزيادة في العدد الذرّي.
- النظائر Isotopes: عناصر لها نفس عدد البروتونات في ذرّاتها، ولكنّها تختلف في عدد النيوترونات.
- هناك 18 عمودًا (مجموعة) في الجدول الدوري مُعرَّفة بالأرقام من 1 إلى 18 أو بالأرقام الرومانية أو بإسم خاص بها. ويحتوي الجدول أيضًا على 7 صفوف، تُسمّى الدورات Periods.
- تُسمّى الأعمدة التي يحتوي عليها الجدول الدوري "المجموعات" Groups أو "عائلات العناصر" وتشمل: الفلزّات القلوية Alkali metals، والفلزّات القلوية الأرضية Alkaline earth metals، والعناصر الانتقالية Transition metals، والهالوجينات Halogens، والغازات النبيلة Noble gases. وتقع عناصر المجموعات الرئيسة Main groups elements في المجموعات 1-2 و 13-18.
- أعطى التوزيع الإلكتروني للذرّات شكل الجدول الدوري الحديث الذي يمكن أن نفهمه من خلال توزيع بور الإلكتروني.
- عناصر ما بعد اليورانيوم Trans-uranium elements هي العناصر التي صنع الإنسان أكثرها، والتي تلي اليورانيوم في الجدول الدوري.
- تقع سلسلة عناصر اللانثانيدات والأكتينيدات بعد عنصرَي اللانثانيوم والأكتينيوم في الجدول الدوري.
- تُصنَّف العناصر في الجدول الدوري إلى فلزّات، ولافلزّات، وأشباه فلزّات Metalloids.

الدرس 1-2: تدرُّج الخواص الدورية للعناصر

- تتدرَّج الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر بشكل دوري.
- يزداد نصف القطر الذرّي Atomic radius عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة ويقلّ عند الاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة الواحدة.
- يكون نصف القطر الأيوني Ionic radius أصغر في الأيونات الموجبة وأكبر في الأيونات السالبة من الذرّة المقابلة.
- درجة الانصهار Melting point تكون للغازات النبيلة الأدنى بين عناصر الجدول الدوري. وبشكل عام تكون درجة الانصهار للعناصر التي تقع في وسط الجدول الدوري هي الأعلى.
- التوصيل الكهربائي Electrical conductivity هي قدرة المادة على توصيل التيار الكهربائي. وتعتبر العناصر الفلزّية موصّلة جيّدة للتيّار الكهربائي. أمّا أشباه الفلزّات فهي موصّلة بشكل أقلّ للتيار الكهربائي. أمّا اللافلزّات فهي رديئة التوصيل الكهربائي.

الوحدة 1

مراجعة الوحدة

الدرس 1-3: النشاط الكيميائي للعناصر

- **الفلزّات القلوية Alkali metals** (المجموعة الأولى) فلزّات نشطة كيميائيًا، تكوّن أيونات موجبة ذات شحنة (+1) وتتفاعل مع الأكسجين بنسبة 2:1 مثال K_2O، Na_2O، Li_2O.
- **الفلزّات القلوية الأرضية Alkali earth metals** (المجموعة الثانية) تكوّن أيونات موجبة ذات شحنة (+2) وتتفاعل مع الأكسجين بنسبة 1:1 مثال: MgO، CaO، BeO.
- **الهالوجينات Halogens** (المجموعة السابعة عشرة) عناصر لافلزّية نشطة كيميائية وتكوّن أيونات سالبة شحنتها −1، ويقلّ نشاطها الكيميائي عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
- **الغازات النبيلة Noble gases** غير نشطة كيميائيًا ولا تكوّن أيونات، ويستطيع بعضها تكوين مُركّبات.

تقويم الوحدة

أسئلة اختيار من متعدّد

1. أيٌّ من العبارات الآتية تصف بشكل صحيح التغيُّر في نصف القطر الذرّي؟
   - **a.** يزداد عبر الدورة ويزداد عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
   - **b.** يزداد عبر الدورة ويقلّ عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
   - **c.** يقلّ عبر الدورة ويقلّ عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.
   - **d.** يقلّ عبر الدورة ويزداد عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.

2. أيٌّ من العبارات الآتية صحيحة؟
   - **a.** تزداد الخصائص اللافلزّية بالاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتزداد بالاتّجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة.
   - **b.** تقلّ الخصائص اللافلزّية بالاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتزداد بالاتّجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة.
   - **c.** تزداد الخصائص اللافلزّية بالاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتقلّ بالاتّجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة.
   - **d.** تقلّ الخصائص اللافلزّية بالاتّجاه من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتقلّ بالاتّجاه من أعلى إلى أسفل المجموعة.

3. أيٌّ من العناصر الآتية هي الأقلّ نشاطًا كيميائيًّا؟
   - **a.** الكالسيوم (Ca)
   - **b.** السترونشيوم (Sr)
   - **c.** البوتاسيوم (K)
   - **d.** الروبيديوم (Rb)

4. أيٌّ من العناصر الآتية يعتبر الفلزّ الأنشط كيميائيًّا ؟
   - **a.** الليثيوم (Li)
   - **b.** المغنيسيوم (Mg)
   - **c.** الصوديوم (Na)
   - **d.** الفضة (Ag)

5. ما أرقام المجموعات الدالة على مجموعات الفلزّات القلوية الأرضية والهالوجينات؟
   - **a.** 1 و 2 على التوالي
   - **b.** 1 و 17 على التوالي
   - **c.** 2 و 17 على التوالي
   - **d.** 2 و 18 على التوالي

6. أين تقع الفلزّات الأكثر نشاطًا كيميائيًّا في الجدول الدوري؟
   - **a.** أعلى يسار الجدول الدوري
   - **b.** أعلى يمين الجدول الدوري
   - **c.** أسفل يسار الجدول الدوري
   - **d.** أسفل يمين الجدول الدوري

7. ما صيغة المُركّب الذي يتكوّن عندما يتفاعل الصوديوم (Na) مع الأكسجين الجوي؟
   - **a.** NaO
   - **b.** Na_2O
   - **c.** NaO_3
   - **d.** Na_2O_3

8. أيٌّ ممّا يأتي يصحّ في الغازات النبيلة؟

a. درجات انصهارها منخفضة وهي رديئة التوصيل للكهرباء.

b. درجات انصهارها مرتفعة وهي رديئة التوصيل للكهرباء.

c. درجات انصهارها منخفضة وهي موصّلة جيدة للكهرباء.

d. درجات انصهارها مرتفعة وهي موصّلة جيدة للكهرباء.

9. أيٌّ ممّا يأتي يصحّ في الفلور (F) عندما يكوّن أيونًا؟

a. يفقد إلكترونًا ويكبر نصف قطره.

b. يكتسب إلكترونًا ويكبر نصف قطره.

c. يفقد إلكترونًا ويصغر نصف قطره.

d. يكتسب إلكترونًا ويصغر نصف قطره.

10. ما صيَغ المُركّبات المتكوّنة عندما يتفاعل الكلور (Cℓ) مع كلّ من الكالسيوم (Ca) والروبيديوم (Rb)؟

a. $CaC\ell$ و $RbC\ell$

b. $CaC\ell_2$ و $RbC\ell$

c. $CaC\ell$ و $RbC\ell_2$

d. $Ca_2C\ell$ و $RbC\ell_2$

11. أيٌّ من العبارات الآتية تصحّ على مجموعة الغازات النبيلة (المجموعة 18) (VIIIA)؟

a. شديدة النشاط الكيميائي وتزداد هذه الصفة عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.

b. شديدة النشاط الكيميائي وتتناقص هذه الصفة عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.

c. خاملة للغايّة ويزداد نشاطها الكيميائي عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.

d. خاملة للغايّة ويقلّ نشاطها الكيميائي عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة.

أسئلة ذات إجابات قصيرة

الدرس 1-1: الجدول الدوري للعناصر

12. ما اسم العنصر الذي يقع في الدورة 4 و المجموعة 5 (VB) في الجدول الدوري؟

13. المعطى النظيران Te-130 و I-127

a. أيٌّ من النظيرَين يرد أوّلًا في الجدول الدوري الحديث؟

b. أيٌّ من هذَين النظيرَين لديه كتلة ذرّية أكبر؟

14. لعنصر الكربون ثلاثة نظائر:

a. ما هي هذه النظائر الثلاثة؟

b. بمَ تتشابه هذه النظائر الثلاثة وبمَ تختلف؟

15. أيّة دورة في الجدول الدوري تحتوي على سلسلة عناصر اللانثانيدات؟

16. أيّة مجموعة من مجموعات العناصر الرئيسة تحتوي وفق نظرية بور للتوزيع الإلكتروني على 3 إلكترونات في مستوى الطاقة الرئيس الخارجي؟

17. أيُّ ركن من أركان الجدول الدوري يحتوي على العناصر ذات الخصائص اللافلزّية الأعلى؟

18. أيُّ عنصر في الدورة 3 يُعدّ شبه فلزّ؟

19. باستخدام توزيع بور الإلكتروني، ما أوجه الاختلاف بين الهيليوم (He) وعناصر المجموعة 18 (VIIIA) الأخرى، والتي تُسمّى الغازات النبيلة؟

20. حدّد العناصر التي لديها توزيعات بور الإلكترونية الآتية :

a. 2,3 **b.** 2,8,2 **c.** 2,8,18,7

21. ما التصنيف الذي يحتوي على أكبر عدد من عناصر الجدول الدوري: الفلزّات أم اللافلزّات أم أشباه الفلزّات؟

22. اكتب توزيع بور الإلكتروني للعناصر الآتية:

a. الكالسيوم (Ca) **c.** الكلور (Cℓ)

b. الفوسفور (P) **d.** أرجون (Ar)

23. ما عدد الإلكترونات التي تشغل مستوى الطاقة الرئيس الخارجي لعناصر المجموعة الأولى (IA)؟

24.* ارسم الخطوط العريضة للجدول الدوري مع خطوط تبيّن المجموعات والدورات، ارسم بألوان مختلفة الخطّ المتدرّج الذي يفصل الفلزّات عن اللافلزّات.

25.** ابحث ثم ناقش مع زميلك في الصف الأشكال البديلة للجدول الدوري الحديث.

الدرس 1-2: تدرُّج الخواص الدورية للعناصر

26. هل يزداد نصف القطر أم يقلّ عندما تشكّل الذرّات الآتية أيونات؟

a. المغنيسيوم **b.** الصوديوم **c.** اليود

27. أية ذرّة تكون إلكتروناتها في مستوى الطاقة الرئيس الأوّل الأقرب من النواة : الكلور أم البروم؟ فسّر إجابتك.

28. عند الاتّجاه إلى أسفل المجموعة الأولى (IA) ، كيف تتدرَّج قيَم نصف القطر الذرّي للفلزّات القلوية؟

29.* عندما تكوّن الفلزّات القلوية أيونات، فهل تكتسب الكترونات أم تفقدها؟ ما عدد هذه الإلكترونات؟ هل يزداد نصف قطرها الأيوني أم يقلّ؟

30. أيّ فلزّ قلوي له أعلى درجة انصهار؟

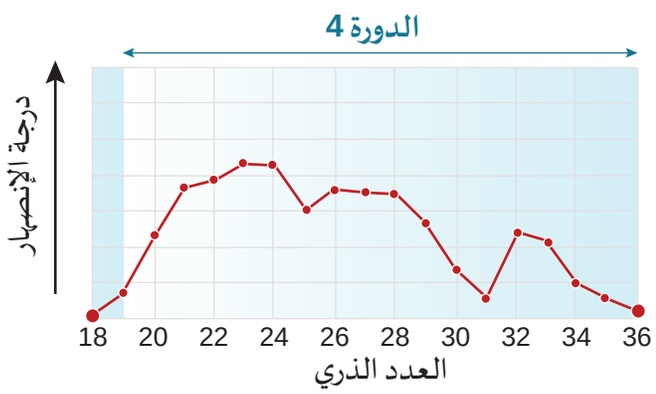
31. ما عدد الإلكترونات المفقودة عندما تشكّل ذرّة فلزّ قلوي أرضي من المجموعة 2 (IIA) أيونًا؟

32.* قارن بين التوصيل الكهربائي لعناصر المجموعات 1 و 2 و 17 و 18. ثم حدّد التدرُّج في هذه الخاصّية من اليسار إلى اليمين. هل يتّفق هذا التدرُّج مع تدرُّج تغيّر الخصائص الفلزّية عبر دورة ما؟

33. ما عدد الإلكترونات التي تشغل مستوى الطاقة الرئيس الخارجي في ذرّات عناصر المجموعة السابعة عشرة (VIIA) الهالوجينات؟

34. هل تُعدّ عناصر الهالوجينات في المجموعة السابعة عشرة (VIIA) جيّدة التوصيل للكهرباء أم رديئة التوصيل؟

استخدم الرسم البياني الآتي للإجابة عن الأسئلة من 36 إلى 39.



35. إلى أي مجموعة ينتمي العنصران اللذان لهما أقلّ درجتَي انصهار حسب الرسم البياني؟

36. أي مجموعة عناصر لديها أعلى درجات انصهار؟

37. أي عنصر مبيّن على الرسم البياني هو من أشباه الفلزّات؟

38. أي عناصر مبيّنة على الرسم البياني هي من اللافلزّات؟

الدرس 1-3: النشاط الكيميائي للعناصر

39. ما الخاصّية التي تتمتّع بها الفلزّات (النحاس والفضة والذهب) والتي تجعلها فلزّات مرغوبة لصنع العملات؟

40. أيُّ عنصرَين في المجموعة الثانية (IIA) من الفلزّات القلوية الأرضية لا يتفاعلان مع الماء عند درجة حرارة الغرفة؟

41. ما الغاز الناتج عن تفاعُل فلزّ الكالسيوم (Ca) مع الماء؟

42. ما نسبة الباريوم إلى الأكسجين في المُركّب المتكوّن عندما يتفاعل الباريوم (Ba) مع الأكسجين الجوّي؟

43.* ما الصيَغ الكيميائية لنواتج تفاعُل فلزّ البوتاسيوم (K) مع الماء؟

44. اكتب الصيغة الكيميائية للمركّب الناتج عن تفاعُل الصوديوم (Na) واليود (I) .

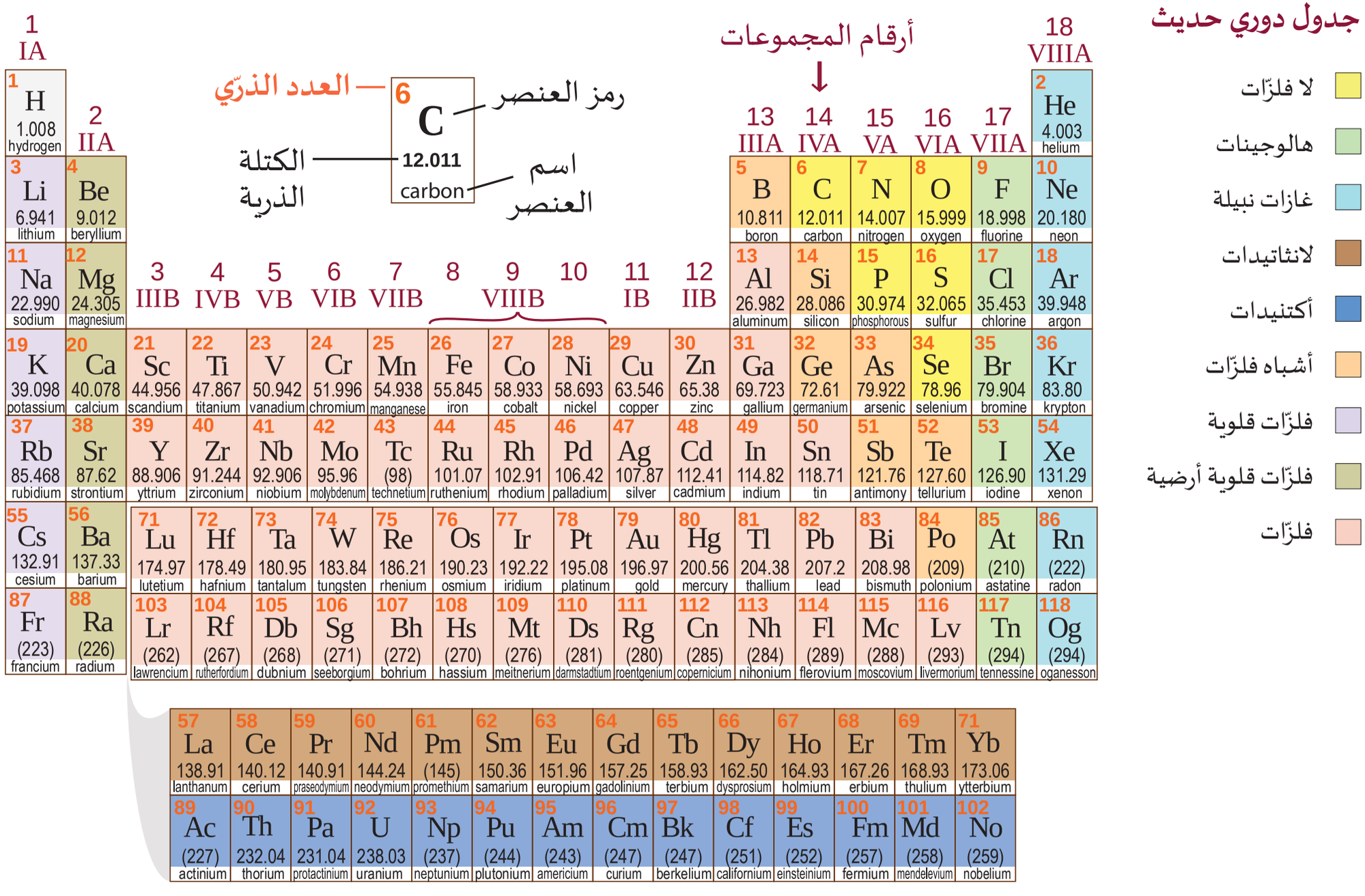
45. هل لمجموعة الهالوجينات المجموعة السابعة عشرة (VIIA) درجات انصهار أعلى أو أدنى من مجموعة الغازات النبيلة المجموعة الثامنة عشرة (VIIIA)؟

46. اشرح، من حيث التوزيع الإلكتروني، السبب الذي يجعل الغازات النبيلة غير نشطة كيميائيًّا .

47.* ابحث عن صيَغ مُركّبات غازات نبيلة واكتب ست صيَغ لهذه المُركّبات. ما الهالوجين الذي يشترك فيه الكثير منها؟

48. أي فلزّ قلوي أرضي هو الأقل نشاطًا كيميائيًّا؟

49.* قارن بين النشاط الكيميائي والخصائص الفلزّية (درجة الانصهار، التوصيل الكهربائي) للسترونشيوم (Sr) والباريوم (Ba).


جدول دوري حديث
لا فلزّات
هالوجينات
غازات نبيلة
لانثانيدات
أكتنيدات
أشباه فلزّات
فلزّات قلوية
فلزّات قلوية أرضية
فلزّات
أرقام المجموعات
العدد الذرّي
رمز العنصر
الكتلة الذرية
اسم العنصر
1 IA
2 IIA
3 IIIB
4 IVB
5 VB
6 VIB
7 VIIB
8
9 VIIIB
10
11 IB
12 IIB
13 IIIA
14 IVA
15 VA
16 VIA
17 VIIA
18 VIIIA
1 H 1.008 hydrogen
2 He 4.003 helium
3 Li 6.941 lithium
4 Be 9.012 beryllium
5 B 10.811 boron
6 C 12.011 carbon
7 N 14.007 nitrogen
8 O 15.999 oxygen
9 F 18.998 fluorine
10 Ne 20.180 neon
11 Na 22.990 sodium
12 Mg 24.305 magnesium
13 Al 26.982 aluminum
14 Si 28.086 silicon
15 P 30.974 phosphorous
16 S 32.065 sulfur
17 Cl 35.453 chlorine
18 Ar 39.948 argon
19 K 39.098 potassium
20 Ca 40.078 calcium
21 Sc 44.956 scandium
22 Ti 47.867 titanium
23 V 50.942 vanadium
24 Cr 51.996 chromium
25 Mn 54.938 manganese
26 Fe 55.845 iron
27 Co 58.933 cobalt
28 Ni 58.693 nickel
29 Cu 63.546 copper
30 Zn 65.38 zinc
31 Ga 69.723 gallium
32 Ge 72.61 germanium
33 As 79.922 arsenic
34 Se 78.96 selenium
35 Br 79.904 bromine
36 Kr 83.80 krypton
37 Rb 85.468 rubidium
38 Sr 87.62 strontium
39 Y 88.906 yttrium
40 Zr 91.244 zirconium
41 Nb 92.906 niobium
42 Mo 95.96 molybdenum
43 Tc (98) technetium
44 Ru 101.07 ruthenium
45 Rh 102.91 rhodium
46 Pd 106.42 palladium
47 Ag 107.87 silver
48 Cd 112.41 cadmium
49 In 114.82 indium
50 Sn 118.71 tin
51 Sb 121.76 antimony
52 Te 127.60 tellurium
53 I 126.90 iodine
54 Xe 131.29 xenon
55 Cs 132.91 cesium
56 Ba 137.33 barium
71 Lu 174.97 lutetium
72 Hf 178.49 hafnium
73 Ta 180.95 tantalum
74 W 183.84 tungsten
75 Re 186.21 rhenium
76 Os 190.23 osmium
77 Ir 192.22 iridium
78 Pt 195.08 platinum
79 Au 196.97 gold
80 Hg 200.56 mercury
81 Tl 204.38 thallium
82 Pb 207.2 lead
83 Bi 208.98 bismuth
84 Po (209) polonium
85 At (210) astatine
86 Rn (222) radon
87 Fr (223) francium
88 Ra (226) radium
103 Lr (262) lawrencium
104 Rf (267) rutherfordium
105 Db (268) dubnium
106 Sg (271) seeborgium
107 Bh (272) bohrium
108 Hs (270) hassium
109 Mt (276) meitnerium
110 Ds (281) darmstadtium
111 Rg (280) roentgenium
112 Cn (285) copernicium
113 Nh (284) nihonium
114 Fl (289) flerovium
115 Mc (288) moscovium
116 Lv (293) livermorium
117 Tn (294) tennessine
118 Og (294) oganesson
57 La 138.91 lanthanum
58 Ce 140.12 cerium
59 Pr 140.91 praseodymium
60 Nd 144.24 neodymium
61 Pm (145) promethium
62 Sm 150.36 samarium
63 Eu 151.96 europium
64 Gd 157.25 gadolinium
65 Tb 158.93 terbium
66 Dy 162.50 dysprosium
67 Ho 164.93 holmium
68 Er 167.26 erbium
69 Tm 168.93 thulium
71 Yb 173.06 ytterbium
89 Ac (227) actinium
90 Th 232.04 thorium
91 Pa 231.04 protactinium
92 U 238.03 uranium
93 Np (237) neptunium
94 Pu (244) plutonium
95 Am (243) americium
96 Cm (247) curium
97 Bk (247) berkelium
98 Cf (251) californium
99 Es (252) einsteinium
100 Fm (257) fermium
101 Md (258) mendelevium
102 No (259) nobelium

الشكر والتقدير

جميع الرسوم الفنية الواردة في هذا العمل صمَّمتها شركة تطوير العلوم والتكنولوجيا والهندسة والرياضيات (STEM) في الولايات المتحدة الأميركية. وهي وحدها تملك الحق القانوني لإجازة استخدام تلك الرسوم.

يشكر المؤلفون والناشرون المصادر الآتية على السماح لهم باستخدام ملكياتهم الفكرية كما أنهم ممتنون لهم لموافقتهم على نشر الصور.

Illustration: Muhammad Farouk/Shutterstock; Photo: DnD-Production/Shutterstock; 3D image: FXartist/Shutterstock; Illustration: Alexander Sergeevich/Shutterstock; Stamp art: spatuletail/Shutterstock; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design Illustration: Designua/Shutterstock; Photo: Rabbitmindphoto/Shutterstcock; Illustration: Andrey Suslov/Shutterstock; Illustration: zffoto/Shutterstock; Photo: Ken Stocker/Shutterstock; Photo: Kobkit Chamchod/ Shutterstock 1218821710; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design Photo: Nobuhiro Asada/ Shutterstock; Photo: AjayTvm/Shutterstock; 3D Image: ktsdesign/Shutterstock; Photo: Abdelrahman Hassanein/ Shutterstock; 3D image: KateStudio/Shutterstock; Photo illustration: adike/Shutterstock; 3D image: Giovanni Cancemi/ Shutterstock; 3D Illustration: Axel_Kock/Shutterstock; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design 3D Illustration: Image Craft/Shutterstock; Photo: ThePowerPlant/Shutterstock; Photo: pogonici/Shutterstock; Photo Ton Photographer 7824/Shutterstock; Illustration: elenabsl/Shutterstock; Photo: David Evison/Shutterstock; Photo: Augustine Bin Jumat/Shutterstock; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design Illustration: Muhammad Farouk/Shutterstock 1800616687, DnD-Production/Shutterstock 278922299, 3D image: VFXartist/Shutterstock 1483410965, illustration: Alexander Sergeevich/Shutterstock 1230374893, Stamp art: spatuletail/Shutterstock 1812900445, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design, Illustration: Designua/Shutterstock 1472540423, photo: Rabbitmindphoto/Shutterstcok 1487654072, Illustration: Andrey Suslov/Shutterstock 589410938, Illustration: zffoto/Shutterstock 389695105, Photo: Ken Stocker/Shutterstock 1082226821, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design , Photo: Nobuhiro Asada/Shutterstock, 144455530, Photo: AjayTvm/Shutterstock 757231510, 3D Image: ktsdesign/Shutterstock 430949605, Photo: Abdelrahman Hassanein/Shutterstock 1230989149, 3D image: KateStudio/Shutterstock 1159868263, Photo illustration: adike/Shutterstock 1036533352, 3D image: Giovanni Cancemi/Shutterstock 76423743, 3D Illustration: Axel_Kock/Shutterstock 1625661736, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design, 3D Illustration: Image Craft/Shutterstock 1466789552, ThePowerPlant/Shutterstock 1652355403, Photo: pogonici/Shutterstock 262939175, Photo Ton Photographer 7824/Shutterstock 1074125777, Illustration: elenabsl/Shutterstock 1567621081, Photo: David Evison/Shutterstock 77061922, Photo: Augustine Bin Jumat/Shutterstock71913914, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design

Janaka Dharmasena / Shutterstock, Nasky/ Shutterstock, adike/ Shutterstock, Richard Peterson/ Shutterstock, stihii/ Shutterstock, NoPainNoGain/ Shutterstock, Teguh Mujiono/ Shutterstock, Improvisor/ Shutterstock, Jose Luis Calvo/ Shutterstock, Rattiya Thongdumhyu/ Shutterstock, Peter Hermes Furian/ Shutterstock, Sebastian Kaulitzki/ Shutterstock, VectorMine/ Shutterstock, bsd/ Shutterstock, Blamb/ Shutterstock, MikeMartin / Shutterstock, Photographee.eu/ Shutterstock, Jason Boyce/ Shutterstock, Maridav, Eugene Onischenko/ Shutterstock, CI Photos/ Shutterstock, Sergey Nivens, Vasyl Shulga/ Shutterstock, Sea Wave, Tanya Sid/ Shutterstock, belushi, / Shutterstock,Birger Olovson, Dionisvera/ Shutterstock

1.28 sportpoint / Shutterstock,ChrisVanLennepPhoto, Jacob Lund, sattahipbeach,/Shutterstock, Catalin Grigoriu/ Shutterstock, Designua/Shutterstock, LightField Studios/Shutterstock, lotan/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Pawel Graczyk/Shutterstock, Studio BKK/Shutterstock, Kateryna Kon/Shutterstock, GraphicsRF/Shutterstock, nayef hammouri/Shutterstock, adike/Shutterstock, Maridav/Shutterstock, Lukas Budinsky , Jacob Lund/Shutterstock, iPreech Studio/Shutterstock, ChiccoDodiFC/Shutterstock, Blazej Lyjak/Shutterstock, design36/Shutterstock, udaix/ Shutterstock, Animashka, electra/Shutterstock, Viktoria_P/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science, Emre Terim, Aksanaku/Shutterstock, Blamb/Shutterstock, Tefi/Shutterstock, icsnaps/Shutterstock, Artemida-psy/ Shutterstock, OLESHKO GANNA/ Shutterstock Aninna/Shutterstock, Public Domain/Shutterstock, Public domain/ Shutterstock, Juan Gaertner/Shutterstock, Andrey_Popov/Shutterstock, iambasic_Studio/Shutterstock, Sirirat/ Shutterstock, ibreakstock/Shutterstock, Belish, Arthur Didyk/Shutterstock, Yenyu Shih, Eugene Onischenko/ Shutterstock, Robert Przybysz/Shutterstock, matimix/Shutterstock, Alex Kravtsov/Shutterstock,Babka/Shutterstock, Makalex69/Shutterstock, illustrator graphic/Shutterstock, OSTILL is Franck Camhi, Eugene Onischenko, /Shutterstock, Sergey Nivens/Shutterstock, Alan Freed/Shutterstock, Microgen/Shutterstock,Alfredo Ottonello/Shutterstock, Dmitrydesign/Shutterstock, ZouZou (jumping/Shutterstock, alphaspirit/Shutterstock, George Rudy/Shutterstock, Kati Finell/Shutterstock, haeryung stock images/Shutterstock, sportpoint/Shutterstock, Gwoeli/Shutterstock, Fauad A. Saad/Shutterstock, Oksana Volina/Shutterstock, VectorMine/Shutterstock, sportoakimirka/Shutterstock, Sergii Chemov/ homydesign/ Ivan Sm/Shutterstock, vectorfusionart/Shutterstock, Inspiring/Shutterstock, courtyardpix/ Shutterstock, Designua/Shutterstock, Toa55/ Digital Storm/Shutterstock, David Prahi/ mezzotint/ brizmaker/ Shutterstock, Fauad A. Saad/Shutterstock, yanik88/ sportpoint/ Andrea Izzotti/Shutterstock, sezer66/ Thomas C. Altman sportpoint/Shutterstock, Mauricio Graiki/Shutterstock, Swapan Photography/ Shawn Hampel/ cloki/ Dan Thornberg/Shutterstock, Georgios Kollidas/Shutterstock, Lia Koltyrina/Shutterstock, matsabe/Shutterstock, Ksenia Raykova/Shutterstock, Bill McKelvie/Shutterstock, Andrey Burmakin/ kuruneko/ ZoranOrcik/Shutterstock, Imagesines/ Shutterstock, Diagram/Shutterstock, HelloRF Zcool/ Andrey Burmakin//Shutterstock, Alex Kravtsov/ sirtravelalot/ Suzanna Tucker/Shutterstock, Graph/Shutterstock, Gwoeii/Shutterstock, Graph/ Oleksii Sidorov/Shutterstock, sizov/ LUKinMEDIA/Shutterstock, BUY THIS/Shutterstock, Stock image/Shutterstock, TLaoPhotography/Shutterstock, TASER/Shutterstock, Roger costa morera/Shutterstock, Preto Perola/ HomeArt/Shutterstock, topimages/ NDT/ KKulikov/Shutterstock, OSTILL is Franck Camhi/ Wikipedia Ljupco Smokovski/ Alexander Kirch/ Stefan Schurr/ Jonah_H/Shutterstock, Brocreative/ Motion Arts/ Dan Thornberg/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science,

faboi/ TASER/ faboi/Shutterstock, Miriam Doerr Martin Frommherz/ Bjoern Wylezich/Shutterstock, Inna Bigun/ Shutterstock, Steven_Mol/Shutterstock, goffkein.pro/Shutterstock, EugenePut/ RomanVX/Shutterstock, fotoliza/ Shutterstock, IDKFA/Shutterstock, Yosanon Y/ VarnakovR/Shutterstock, Rost9/ Tyler Boyes/ Dimarion/Shutterstock, Maridav/Shutterstock, Dmitry Markov152/Shutterstock, Rudenkois/Shutterstock, Patthana Nirangkul/Shutterstock, KpixMining/ Moon Light PhotoStudio//Shutterstock, -V-/ koya979/ amfroey/ Andrey Armyagov/Shutterstock, Billion Photos/Shutterstock, Christopher Boswell/ DenisVolkov/Shutterstock, Hein Nouwens/ Dragance137/Shutterstock, Everett Collection/ BrunoRosa/ sportspoint/Shutterstock, Dennis van de Water/Shutterstock, Michael Rolands/ Shutterstock,Thomas C. Altman/Altman Science marekuliasz/ Melinda Nagy/Shutterstock, Brostock/ Digital Storm/ Shutterstock, D.Pimborough/ SolidMaks/ Stanislaw Mikulski/Shutterstock, Wikipedia, Dainis Derics/Shutterstock, Doug Lemke/Shutterstock, dotshock/Shutterstock, Dmitry Yashkin/Shutterstock, Jose L. Stephens/Shutterstock, PCHT/Shutterstock, Chokniti Khongchum/Shutterstock, BlueRingMedia/Shutterstock, Quick Shot/ J_K/ Vibrant ImageStudio/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman ScienceStudioMolekuul/Shutterstock, OlegD/Shutterstock, Rudmer Zwerver/Shutterstock, Fouad A. Saad/ dioch/Shutterstock, Magcom/ StudioMolekuul/Shutterstock, Trooper2000/Shutterstock, kwanchai.c/ inewsfoto/ Chamille White/Shutterstock, Fotokostic/Shutterstock, LuckyStep/ Shutterstock, Prill/Shutterstock, Shine Nucha/ Toa55/ Idambies/Shutterstock, Chokniti Khongchum/ Perception 7/ Shutterstock, AlexLMX/Shutterstock, Iricat/ petrroudny43/ Yuriy Seleznev/Shutterstock,

Shaijo/Shutterstock, Patrick Salsbury/ Altman Science, BalLi8Tic/Shutterstock, losmandarinas/Shutterstock, Wlad74/Shutterstock, Dudarev Mikhail/Shutterstock, VectorMine/Shutterstock, Michael Stifter/Shutterstock, Tom Wang/Shutterstock, Everett Historical/Shutterstock, PhotoHouse/Shutterstock, Callipso/Shutterstock, alice-photo/ Shutterstock, udaix/Shutterstock, Designua/Shutterstock, magnetix/Shutterstock, enzozo/Shutterstock, Designua/ Shutterstock, Vshivkova/Shutterstock, ktsdesign/Shutterstock, angellodeco/Shutterstock, Billion Photos/Shutterstock, Ody_Stocker/Shutterstock, kanyanat wongsa/Shutterstock, Zita/Shutterstock, Aha-Soft/Shutterstock, Gorodenkoff/ Shutterstock, Designua/Shutterstock, Katy Pack/ nevodka/Shutterstock, Rattiy Thongdumhyu/Shutterstock, Kateryna Kon/Shutterstock, Juan Gaertner/Shutterstock, Elena Pavlovich/ Shawn Hempel/Shutterstock, Spectral-Design/ Shutterstock, Katiekk/Shutterstock, Natali_Mis/Shutterstock, OSweetNature/Shutterstock, Soleil Nordic/Shutterstock, Dmitry Kalinovsky/ elenabsl/Shutterstock, Lorna Roberts/ THAIFINN/Shutterstock, DrimaFilm/Shutterstock, Mari-Leaf/Shutterstock, 3d_man/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Nathan Devery/Shutterstock, gritsalak karalak/ Shutterstock, Olga Rudyk/Shutterstock, petrroudny43/Shutterstock, Kapitosh/Shutterstock, Nate troyer/Shutterstock, machimorales/Shutterstock, acceptphoto/Shutterstock, Tomasz Klejdysz/Shutterstock, Kaentian Street/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Sawat Benyenngam/Shutterstock, JIANG HONGYAN/ Mvolodmyr/Shutterstock, Dr Morley Read/Shutterstock, symbiot/ sigit wiyono/ Linas T/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science, Fourleaflover/ Shutterstock, igorstevanovic/ HEDADZI PE/CHAN/nexusby/Shutterstock, Panchenko Vladimir/Shutterstock,

Peter Hermes Furian/Shutterstock, Everett Historical/Shutterstock, OSweetNature/Shutterstock, Triff/Shutterstock, Fouad A. Saad/Shutterstock, KanKhem/Shutterstock, Cq photo juy/Shutterstock, CandMe/Shutterstock, dani3315/ vrx/ /Shutterstock, Mishakov Valery/ sivVector/Shutterstock, Efman/Shutterstock, Art-Perfect/Shutterstock, Negro Elkha/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Benson HE/ udaix/Shutterstock, Fouad A. Saad/Shutterstock, BetterPhoto/Shutterstock, Mega Pixel/Shutterstock, StudioMolekuul/ /Shutterstock, urfin/Shutterstock, kondr. konst/Shutterstock, suteelak phundang/ shltz/Shutterstock, Aonprom Photo/Shutterstock, Andrew Balcombe/ Don Mammoser/ Vladimir Gjorgiev/Shutterstock, Richard Whitcombe/Shutterstock, Chase Dekker/Shutterstock, paulynn/ Anna Hoychuk/ Dalibro/Shutterstock, Yana Gershanik/ Lalandrew/Shutterstock, Alaettin YILDIRIM/ Shutterstock, Matej Kastelic/Shutterstock, Poring Studio/Shutterstock, g_dasha/Shutterstock, Billion Photos/ Shutterstock, shtukicrew/Shutterstock, Amy Newton-McConnel/ Ongkan/Shutterstock, bonchan/Shutterstock, MITstudio/Shutterstock,

200dgr/Shutterstock, SpelaG91/ UlrikaArt/ Luis Echeverri Urrea/Shutterstock, Rich Carey/Shutterstock, Davdeka/ Shutterstock, Newman Studio/Shutterstock,

gstraub/Shutterstock; Jenny_Tr/Shutterstock; Fer Gregory/Shutterstock; Crystal-K/Shutterstock; 3Dsculptor/ Shutterstock; ibreakstock/Shutterstock; BeataGFX/Shutterstock; ZikG/Shutterstock; focal point/Shutterstock; u3d/ Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific Inc ;Tuba Rehman/Shutterstock; Arpon Pongkasetkam/Shutterstock; JPC-PROD/Shutterstock; Lutsenko_Oleksandr/Shutterstock; gstraub/Shutterstock; ggw/Shutterstock; Kim Christensen/Shutterstock; Blue Lemon Photo Shutterstock; StudioMolekuul/Shutterstock; botazsolti/Shutterstock; Kriengsak tarasri/Shutterstock; David Plo Caviedes/Shutterstock, Toltemara/Shutterstock; sasha2109/Shutterstock; LeysanI/Shutterstock; ggw/Shutterstock; Ajamal/Shutterstock; helfei/Shutterstock; Fablok/Shutterstock; gogoiso/ Shutterstock; HAFIZULLAHYATIM/Shutterstock; ninikas/Shutterstock; Monkey Business Images/Shutterstock; public domain , Surasak_Photo/Shutterstock; White_Fox/Shutterstock; chemistrygod/Shutterstock; SUWIT NGAOKAEW/ Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific, Inc.; StudioMolekuul/Shutterstock; Rabbitmindphoto/Shutterstock; petrroudny43/Shutterstock; kesipun/Shutterstock; wellphoto/Shutterstock; Toa55/Shutterstock; PNOIARSA/ Shutterstock; ggw/Shutterstock; Rattiya Thongdumhyu/Shutterstock; Satienpong P/Shutterstock; DariaRen/ Shutterstock; tanewpix168/Shutterstock;