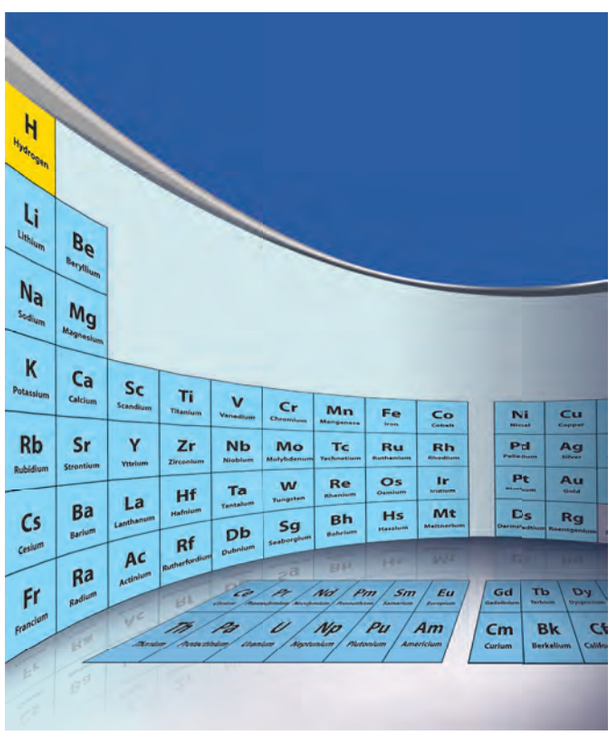
وزارة التربية والتعليم
Ministry of Education
المملكة العربية السعودية

الكيمياء

للصف الثاني الثانوي- الفصل الدراسي الأول

قسم العلوم الطبيعية



دليل المعلم

Mc Graw Hill Education
العبيكان Obeikan

الطبعة المعدلة
١٤٣٤ هـ - ٢٠١٣ م

قررت وزارة التربية والتعليم بالمملكة العربية السعودية
تدريس هذا الكتاب وطبعه على نفقتها

يوزع مجانًا ولا يباع

Original Title:

Chemistry

Matter and Change

By:

Thandi Buthelezi .phd

Cheryl Wistrom .phd

Nicholas Hainen.

Laurel Dingrando

Dinah Zike.

الكيمياء

أعدَّ النسخة العربية : شركة العبيكان للتعليم

التحرير والمراجعة والمواءمة

د. مصطفى حسن مصطفى

حازم محمد الخطيب

خليل يوسف سمرين

ناصر بن محمد بن طرجم الدوسري

التعريب والتحرير اللغوي

نخبة من المتخصصين

إعداد الصور

د. سعود بن عبدالعزيز الفراج

الإشراف

د. أحمد محمد رفيع

www.macmillanmh.com

Mc Graw Hill Education

العبيكان Obeikan

English Edition Copyright © 2008 the McGraw-Hill Companies. Inc.
All rights reserved.

Arabic Edition is published by Obeikan under agreement with
The McGraw-Hill Companies. Inc. © 2008.

حقوق الطبعة الإنجليزية محفوظة لشركة ماجروهل©، ٢٠٠٨م.

الطبعة العربية: مجموعة العبيكان للاستثمار
وفقًا لاتفاقيتها مع شركة ماجروهل© ٢٠٠٨م/ ١٤٢٩هـ.

لا يسمح بإعادة إصدار هذا الكتاب أو نقله في أي شكل أو واسطة، سواءً أكانت إلكترونية أو ميكانيكية، بما في ذلك التصوير بالنسخ «فوتوكوبي»، أو التسجيل، أو التخزين و الاسترجاع، دون إذن خطي من الناشر.

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَٰنِ الرَّحِيمِ

المقدمة

الحمد لله رب العالمين والصلاة والسلام على أشرف الأنبياء والمرسلين وعلى آله وصحبه أجمعين وبعد:

يأتي اهتمام المملكة بتطوير المناهج الدراسية وتحديثها في إطار الخطة العامة للمملكة، وسعيها إلى مواكبة التطورات العالمية على مختلف الصعد.

لقد تم تنظيم منهج الكيمياء في المرحلة الثانوية بحيث يغطي أبرز المفاهيم الأساسية في علم الكيمياء، ويراعي التدرج في تقديم المحتوى. وجاءت لغة الكتاب علمية يسيرة وممتعة تثير حب استطلاع الطلاب إلى مزيد من البحث والاستقصاء. كما استند تنظيم المحتوى إلى معايير محددة وشاملة مدعومة بنتائج عدد كبير من البحوث والدراسات التربوية. ومن أهم ما يميز محتوى الكيمياء الاهتمام بمنحى الاستقصاء العلمي في التعلم، وهو النموذج المبني على حل المشكلات، والمنطلق من الأسئلة والاستفسارات التي يثيرها الطلاب، مع تأكيد استراتيجية التعلم التعاوني.

ويأتي دليل المعلم مرشدًا ومعينًا لمعلمي ومعلمات الكيمياء في التخطيط والتنفيذ الفعّال لمحتوى كتاب الطالب؛ إذ يتضمن دليل المعلم استعراضًا تمهيديًّا لمحتواه، وأقسامه، وأهدافه، ودليلاً لأبرز الأفكار الأساسية اللازمة لتقديم تعليم فعّال داخل الغرفة الصفية. ويجد المعلم مخططًا تنظيميًّا لكل فصل من فصول كتاب الطالب، يتضمن أهداف كل قسم، ومصادر تقويم التعلم، وقائمة بالمواد والأدوات المختبرية اللازمة، إضافة إلى قائمة المواد الإثرائية الداعمة، ومنها شرائح التركيز والتعليم ومهارات الرياضيات، والتجارب العملية، ومصادر الفصول، ودفتر العلوم. ثم يجد إرشاداتٍ لتقديم الفكرة العامة للفصل، وكيفية الانتقال من خلالها إلى الأفكار الرئيسة لأقسام الفصل.

تُنَظم عملية التدريس من خلال دورة التعليم الفعال التي تشتمل على خطوات التركيز والتدريس والتقويم؛ حيث يجد المعلم الإرشادات والتعليمات اللازمة لتنفيذ هذه الخطوات بفاعلية. وتتضمن هذه الدورة النشاطات التي تراعي مستويات التحصيل دون المستوى، وضمن المستوى، وفوق المستوى. وتتوزع هذه النشاطات على خطوات دورة التعليم؛ ففي خطوة التركيز، يجد المعلم إشارة إلى توظيف شريحة التركيز، وكيفية تقديم الفكرة الرئيسة، والكشف عن المعرفة السابقة لدى الطلاب حول موضوع القسم. وتتضمن خطوة التدريس– التي تعد الخطوة الرئيسة في دورة التعليم– إرشادات خاصة بتقديم المفاهيم الواردة في المحتوى، ومنها العروض العملية السريعة، أو العروض العملية التوضيحية، وكيفية معالجة المفاهيم الشائعة غير الصحيحة، وتطوير المفاهيم، وتقديم أمثلة إضافية في الصف،

وخلفيـة نظريـة عن المحتوى لتزويد المعلم بمعلومـات إضافية. وفي خطوة التقويم، يجـد المعلم مقترحات للتحقق من الفهم، وإعادة التدريس، والتوسـع. ويلاحظ المعلم من خلال الخطوات الثلاث أن عمليات التقويم تظهر بشـكل مستمر بأنواعه الثلاثة التمهيدي والبنائي والختامي.

كما يقترح الدليل اسـتراتيجياتٍ وطرائق تدريسٍ تسـاعد المعلم على تنويع التعلم بما يتناسب مع حاجات الطلاب المختلفة، ويوفر الإجابات لجميع الأسـئلة والاستفسارات المطروحة في كتاب الطالب. ويشتمل الدليل كذلك على محتـوى كتـاب الطالـب الذي تم ترتيبه بطريقة تسـهل على المعلم التعامل مـع كل بندٍ من بنوده؛ فهنـاك عدد كبير من الهوامش والإرشادات الموجهة للمعلم توضح كيفية تقديم المحتوى للطلاب.

وإذ نضـع هـذا الدليل بين أيدي الزملاء والزميلات، فإننا نأمل ألا يقيدهم، بـل يكون مصدرًا من المصادر الداعمة لهم لإبراز قدراتهم الإبداعية، وتنمية مهاراتهم؛ لتحقيق أهداف المنهج.

والله نسأل أن يحقق هذا الدليل الأهداف المتوخاة منه، وأن يوفق الجميع لما فيه خير الوطن وتقدمه وازدهاره.

قائمة المحتويات

استعراض تمهيدي لمحتوى دليل المعلم ii

دورة التعليم الفعال 1T

حلول صفية 2T

مواد إثرائيةداعمة 17T

السلامة العامة في المختبر 18T

الاستقصاء والتجريب 27T

تحضير المحاليل المختبرية 31T

المواد المختبرية 36T

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟ 6

رموز السلامة في المختبرات 9

المخطط التنظيمي للفصل 1: الإلكترونات في الذرات 10A

الفصل 1 10

المخطط التنظيمي للفصل 2: الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر 48A

الفصل 2 48

المخطط التنظيمي للفصل 3: المركبات الأيونية والفلزات 82A

الفصل 3 82

المخطط التنظيمي للفصل 4: الروابط التساهمية 116A

الفصل 4 116

دليل العناصر الكيميائية 160

المصطلحات 181

الجدول الدوري الحديث 184

مواصفات دليل المعلم في الكيمياء

أهلاً بك أخي المعلم إلى دليل المعلم الخاص بكتاب "الكيمياء للصف الثاني الثانوي– الفصل الدراسي الأول". لقد وضع هذا الدليل بناء على اقتراحات نخبة من معلمي الكيمياء والمستشارين التربويين من ذوي الخبرة لتزويدك بأنشطة واستراتيجيات تدريس قوامها البحث، ذُكرت تحت عنوان "مواقع للاستعمال".

طرائق تدريس متنوعة

تحديد مستويات الأنشطة

لقد حُددت استراتيجيات التدريس والأنشطة بما يتلاءم ومستوى الطلاب، وقد تم ترميزها على النحو الآتي:

ف م نشاطات الطلاب الذين مستواهم فوق مستوى الصف.

ض م نشاطات الطلاب الذين مستواهم ضمن مستوى الصف .

د م نشاطات الطلاب الذين مستواهم دون مستوى الصف.

الإجابات والدعم الإضافي

يتضمن دليل المعلم ما يأتي:

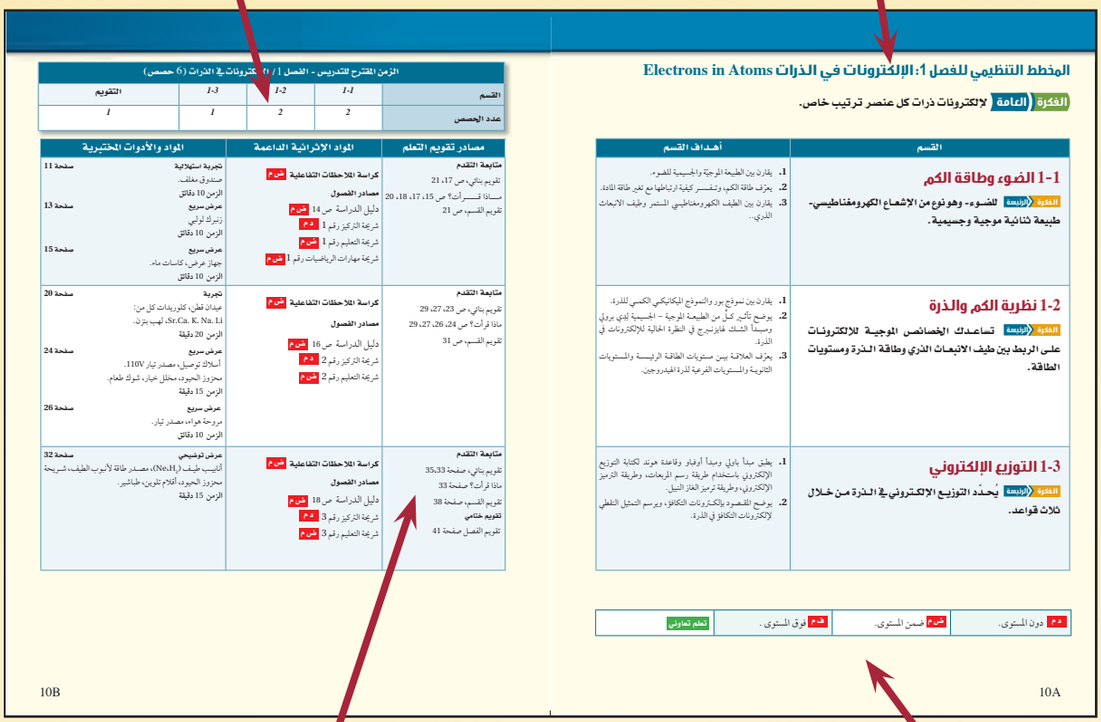
- إجابات الأسئلة الواردة في كتاب الطالب.
- عروضًا عملية ونشاطات تساعدك على طرح المفاهيم الأساسية بسرعة وسهولة.
- خلفية نظرية عن المحتوى تزودك بمعلومات إضافية عنه.
- استراتيجيات وطرائق تدريس متنوعة تساعدك على تلبية حاجات الطلاب.

تخطيط الفصل

يشتمل على:

المخطط التنظيمي للفصل يتناول أهداف الفصل جميعها والمواد اللازمة لتدريس الفصل.

سير الدرس يقدم اقتراحات مختلفة. وعندما تستخدمه متلازمًا مع دليل الخطة الزمنية في الصفحة يمكِّنك من إعداد الخطة حسب حاجات الطلاب في صفوفك.



المخطط التنظيمي للفصل 1: الإلكترونات في الذرات Electrons in Atoms

الفكرة العامة لالكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

القسم	أهداف القسم
1-1 الضوء وطاقة الكم الفكرة الرئيسة للضوء- وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي- طبيعة ثنائية موجية وجسيمية.	1. يقارن بين الطبيعة الموجية والجسيمية للضوء. 2. يعرّف طاقة الكم، ونفسّر كيفية ارتباطها مع تغير طاقة المادة. 3. يقارن بين الطيف الكهرومغناطيسي المستمر وطيف الانبعاث الذري..
1-2 نظرية الكم والذرة الفكرة الرئيسة تساعدك الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري وطاقة الذرة ومستويات الطاقة.	1. يقارن بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة. 2. يوضح تأثير كلٍّ من الطبيعة الموجية – الجسيمية لأدي برولي ومبدأ الشك لهايزنبرج في النظرة الحالية للإلكترونات في الذرة. 3. يعرّف العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية للذرة الهيدروجين.
1-3 التوزيع الإلكتروني الفكرة الرئيسة يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة من خلال ثلاث قواعد.	1. يطبق مبدأ باولي ومبدأ أوفباو وقاعدة هوند لكتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام طريقة رسم المربعات، وطريقة الترميز الإلكتروني، وطريقة ترميز الغاز النبيل. 2. يوضح المقصود بالإلكترونات التكافؤ، ويرسم التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ في الذرة.

دم دون المستوى. ضم ضمن المستوى. فم فوق المستوى. تعلم تعارض

10A

الزمن المقترح للتدريس - الفصل 1 / 21 إلكترونات في الذرات (6 حصص)

القسم	1-1	1-2	1-3	التقويم
عدد الحصص	2	2	1	1

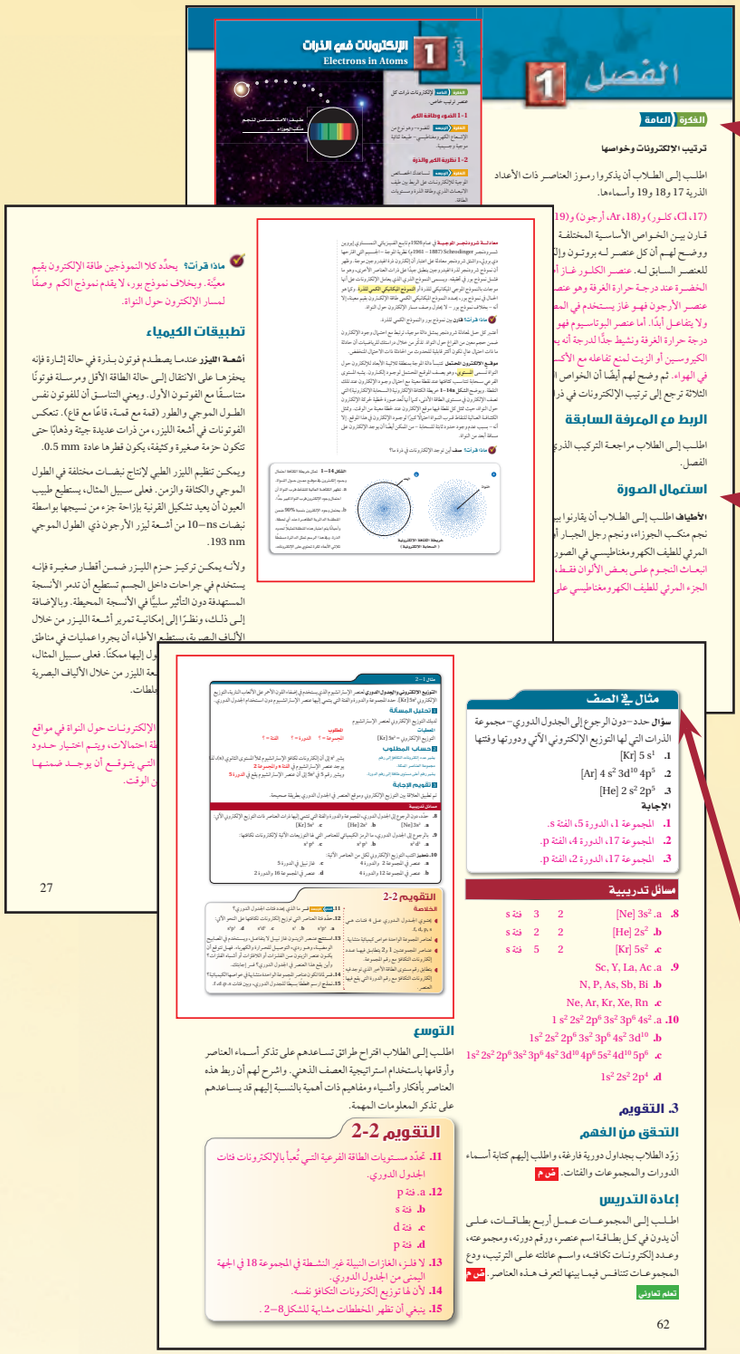
مصادر تقويم التعلم	المواد الإثرائية الداعمة	المواد والأدوات المختبرية
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 17، 21 ماذا قرأت؟ ص 15، 17، 18، 20 تقويم القسم، ص 21	كراسة الملاحظات التفاعلية ضم فم مصادر الفصول دليل الدراسة ص 14 ضم فم شريحة التركيز رقم 1 فم شريحة التعليم رقم 1 ضم فم شريحة مهارات الرياضيات رقم 1 ضم فم	تجربة استهلالية صفحة 11 صندوق مغلق. الزمن 10 دقائق عرض سريع صفحة 13 زنبرك لولبي. الزمن 10 دقائق عرض سريع صفحة 15 جهاز عرض، كاسات ماء. الزمن 10 دقائق
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 23، 27، 29 ماذا قرأت؟ ص 24، 26، 27، 29 تقويم القسم، ص 31	كراسة الملاحظات التفاعلية ضم فم مصادر الفصول دليل الدراسة ص 16 ضم فم شريحة التركيز رقم 2 فم شريحة التعليم رقم 2 ضم فم	تجربة صفحة 20 عيدان قطن، كلوريدات كل من: Sr.Ca. K. Na. Li، لهب بنزن. الزمن 20 دقيقة عرض سريع صفحة 24 أسلاك توصيل، مصدر تيار 110V. محزوز الحبوب، مخلل خيار، شوك طعام. الزمن 15 دقيقة عرض سريع صفحة 26 مروحة هواء، مصدر تيار. الزمن 10 دقائق
متابعة التقدم تقويم بنائي، صفحة 33،35 ماذا قرأت؟ صفحة 33 تقويم القسم، صفحة 38 تقويم ختامي تقويم الفصل صفحة 41	كراسة الملاحظات التفاعلية ضم فم مصادر الفصول دليل الدراسة ص 18 ضم فم شريحة التركيز رقم 3 فم شريحة التعليم رقم 3 ضم فم	عرض توضيحي صفحة 32 أنابيب طيف (Ne, H_2)، مصدر طاقة لأنبوب الطيف، شريحة محزوز الحبوب، أقلام تلوين، طباشير. الزمن 15 دقيقة

10B

مفتاح المستويات يصف طرائق التدريس المتنوعة المستعملة في نسخة المعلم.

قوائم المصادر تحدِّد الأهداف، والكفايات، ومواد وأدوات المختبر، والمواد المساندة، ومصادر تقويم التعلم.

تدريس الفصل



استعن في بداية الفصل **بالصورة والفكرة العامة** لمساعدتك على التدريس.

الفكرة العامة تساعد النشاطات الطلاب على فهم البناء المفاهيمي للفصل ـ ابتداءً بالفكرة العامة وانتهاءً بالأفكار الرئيسة التي هي أساس كل قسم (درس) .

استعمال الصورة عبارة عن سؤال حول الصورة الافتتاحية للفصل. والصورة والسؤال يجعلان الطلاب يفكرون في موضوع الفصل.

دورة التعليم يزودك نموذج التدريس الثلاثي الخطوات بالاتجاهات المطلوبة لتلبية حاجات الطلاب المختلفة، ويتضمن ما يلي:

1. **التركيز يؤدي تدريس مجموعة من المفاهيم أو المهارات** إلى جذب انتباه الطلاب.
2. **التدريس** استعمل أنواعًا مختلفة من استراتيجيات التدريس الفعالة.
3. **التقويم** تزودك استراتيجيات تقويم المهارة والمعرفة والأداء بطرائق مختلفة لتقويم طلبتك.

مثال في الصف مثال إضافي يمكن للمعلم إعطاؤه في الصف.

تقويم: الأقسام

توفر الأنشطة والأسئلة المتضمنة في الكتاب فرصًا للتقويم العلاجي خاصة، والتقويم عامة.

3. التقويم يقدم تقويمًا لمفهوم أساسي ونشاط لإعادة تعليم الطلاب الذين يواجهون صعوبات في تحقيق أهداف التعليم.

مثال في الصف

سؤال حدد –دون الرجوع إلى الجدول الدوري– مجموعة الذرات التي لها التوزيع الإلكتروني الآتي ودورتها وفئتها

1. $[Kr]\ 5s^1$
2. $[Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$
3. $[He]\ 2s^2 2p^5$

الإجابة

1. المجموعة 1، الدورة 5، الفئة s.
2. المجموعة 17، الدورة 4، الفئة p.
3. المجموعة 17، الدورة 2، الفئة p.

مسائل تدريبية

8. a. $[Ne]\ 3s^2$ — 2 — 3 — فئة s
   b. $[He]\ 2s^2$ — 2 — 2 — فئة s
   c. $[Kr]\ 5s^2$ — 2 — 5 — فئة s
9. a. Sc, Y, La, Ac
   b. N, P, As, Sb, Bi
   c. Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
10. a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
    b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
    c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$
    d. $1s^2 2s^2 2p^4$

3. التقويم

التحقق من الفهم

زوّد الطلاب بجداول دورية فارغة، واطلب إليهم كتابة أسماء الدورات والمجموعات والفئات. ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى المجموعات عمل أربع بطاقات، على أن يدون في كل بطاقة اسم عنصر، ورقم دورته، ومجموعته، وعدد إلكترونات تكافئه، واسم عائلته على الترتيب، ودع المجموعات تتنافس فيما بينها لتعرف هذه العناصر. ض م

تعلم تعاوني

62

مثال 1–2

التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري لعنصر الأستاتين الذي يستخدم في إضفاء اللون الأحمر على الأنغام النارية، التوزيع الإلكتروني $[Kr]5s^2$. حدد المجموعة والدورة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الأستاتين دون استخدام الجدول الدوري.

1 تحليل المسألة

لديك التوزيع الإلكتروني لعنصر الأستاتين

المعطيات: التوزيع الإلكتروني = $[Kr]5s^2$

المطلوب: المجموعة = ؟ الدورة = ؟ الفئة = ؟

2 حساب المطلوب

يشير 4^2 إلى أن إلكترونات تكافؤ الأستاتين تملأ المستوى الثانوي (s)، لذا يوجد عنصر الأستاتين في **الفئة s والمجموعة 2**

ويشير رقم 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر الأستاتين يقع في **الدورة 5**

3 تقويم الإجابة

تم تطبيق العلاقة بين التوزيع الإلكتروني وموقع العنصر في الجدول الدوري بطريقة صحيحة.

مسائل تدريبية

8. حدّد دون الرجوع إلى الجدول الدوري، المجموعة والدورة والفئة التي ينتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:
   a. $[Ne]3s^2$ b. $[He]2s^2$ c. $[Kr]5s^2$
9. بالرجوع إلى الجدول الدوري، ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيعات الآتية لإلكترونات تكافئها:
   a. s^2d^1 b. s^2p^1 c. s^2p^4
10. **تحفيز** اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:
    a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
    b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
    c. غاز نبيل في الدورة 5
    d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2

التقويم 2-2

الخلاصة

- يحتوي الجدول الدوري على 4 فئات هي s، p، d، f.
- لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.
- عناصر المجموعتين 1 و2 يتطابق فيها عدد إلكترونات التكافؤ مع رقم المجموعة.
- يتطابق رقم مستوى الطاقة الأخير الذي توجد فيه إلكترونات التكافؤ مع رقم الدورة التي يقع فيها العنصر.

11. تعلم/ تذكر فسر ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري؟
12. حدّد فئة العناصر التي توزيع إلكترونات تكافئها على النحو الآتي:
    a. s^2p^1 b. s^2p^3 c. s^1 d. s^2d^1
13. **استنتج** عنصر الزيتون غاز نبيل لا يتفاعل، ويستخدم في المصابيح الوهمية، وهو رديء التوصيل للحرارة والكهرباء. فهل تتوقع أن يكون عنصر الزيتون من الفلزات أو اللافلزات أو أشباه الفلزات؟ وأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.
14. **فسر** لماذا تكون عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في خواصها الكيميائية؟
15. **تمثل** ارسم مخططًا بسيطًا للجدول الدوري، وبين فئات s، d، p، f.

التوسع

اطلب إلى الطلاب اقتراح طرائق تساعدهم على تذكر أسماء العناصر وأرقامها باستخدام استراتيجية العصف الذهني. واشرح لهم أن ربط هذه العناصر بأفكار وأشياء ومفاهيم ذات أهمية بالنسبة إليهم قد يساعدهم على تذكر المعلومات المهمة.

التقويم 2-2

11. تحدّد مستويات الطاقة الفرعية التي تُعبأ بالإلكترونات فئات الجدول الدوري.
12. a. فئة p
    b. فئة s
    c. فئة d
    d. فئة p
13. لا فلزّ، الغازات النبيلة غير النشطة في المجموعة 18 في الجهة اليمنى من الجدول الدوري.
14. لأن لها توزيع إلكترونات التكافؤ نفسه.
15. ينبغي أن تظهر المخططات مشابهة للشكل 8–2 .

التقويم

التقويم يوفّر تقويمًا في منتصف الفصل للمفاهيم الأساسية.

تقويم أقسام الفصل يزود الطلاب بملخص للمفاهيم والأسئلة التي ترتبط بالأهداف التعليمية في كل درس.

الإجابات يشتمل دليل المعلم على إجابات جميع أسئلة التقويم.

تقويم: الفصل

أسئلة إتقان المفاهيم وحل المسائل يقومّان استيعاب المفردات والمفاهيم الأساسية في كل جزء.

مراجعة عامة: تقوّم هذه الأسئلة ما يعرفه الطلبة عن الفصول السابقة.

أسئلة التفكير الناقد تتطلب أن يظهر الطلبة درجة عالية من التفكير، ويستعملوا مهاراتهم الكتابية.

مسألة تحفيز تتطلب أن يظهر الطلبة مهارات متنوعة المستوى.

أسئلة المستندات تربط الطلبة مع تطبيقات من واقع الحياة عندما يقوّمون بيانات حقيقية في الأبحاث الحالية. وعليهم أن يحللوا الرسوم البيانية، والجداول، وأي بيانات تعرض في أي مجلات علمية مميزة ووثائق تاريخية.

دورة التعليم الفعّال

تـم تنظيم عناصر كتاب الطالـب ودليل المعلم وفق دورة التعليم الفعال، والتي تتضمن الخطوات الآتية:

1. التركيز: تقديم عناصر الدرس.
2. التدريس: عناصر تزودك بمقترحات للتعليم، وتساعدك على توصيل محتوى الدرس للطلاب.
3. التقويم: عناصر تساعدك على ملاحظة تطور معرفة الطلاب.

سوف تشتمل كل خطوة من دورة التعليم على بعض العناصر الموضحة أدناه أو جميعها:

1. التركيز

نشاط محفّز قد يكون عرضًا عمليًّا قصيرًا أو نشاطًا يوضح محتوى الدرس، ويجذب انتباه الطلاب. وقد يتناول مناقشة الفكرة الرئيسة للدرس.

ربط المعرفة السابقة مع الحالية يتم فيه الربط بين المعرفة السابقة وموضوع الدرس الحالي، أو موضوع الفصل أو الدروس السابقة من خلال توظيف شرائح التركيز.

2. التدريس

نشاط يعزز المفاهيم المهمة من خلال التجريب.

المفاهيم الشائعة غير الصحيحة تناقش الأفكار الخاطئة التي قد تكون لدى الطلاب حول بعض المفاهيم العلمية.

مثال داخل الصف مسائل تظهر دائمًا بجانب الأمثلة في كتاب الطالب. استخدم هذه المسائل لتعزيز المفاهيم الواردة في الفصل.

تطوير المفهوم استراتيجيات التدريس تزيد من فهم الطلاب لموضوع ما.

التفكير الناقد أسئلة تشجع الطلاب على تحليل المفاهيم التي يعرفونها، أو يقرؤون عنها، واستخلاص نتائج جديدة حولها.

استخدام النماذج نشاط يقوم الطلاب من خلاله بعمل أو استخدام نموذج لتوضيح مفاهيم مجردة.

استخدام التشابه استخدام المقارنة مع أحداث شائعة لجعل المفاهيم المجردة أكثر رسوخًا لدى الطلاب.

استخدام الأشكال التركيز على الأشكال التي تتطلب مساعدة المعلم في تفسيرها أو التي تصلح أن تكون موضوعًا للمناقشة أو النشاط بين الطلاب.

المناقشة تشتمل على سؤال يمكن أن يناقش بواسطة مجموعات صغيرة أو من طلاب الصف، وتحتاج الإجابة إلى التفكير الناقد وتطبيق المفاهيم التي وردت في الفصل.

تطبيقات علمية تقدم معلومات تشكل خلفية نظرية و/ أو استراتيجية تدريس ترتبط مع الموضوع الوارد في نسخة الطلاب.

الربط مع الحياة تلقي الضوء على أمثلة علمية تطبيقية من الحياة الواقعية.

مهن علمية تصف المهن التي تشتمل على العلوم وترتبط بموضوع الفصل.

من معلم إلى آخر تقدم أفكارًا تعليمية صحيحة ومجرّبة، واستراتيجيات تدريس أو أنشطة قام بها معلمو العلوم وطبقوها بنجاح مع الطلاب.

الخلفية النظرية للمحتوى تقدم معلومات إضافية حول مفهوم لم يرد في كتاب الطالب. ربما تكون المعلومات معقدة كثيرًا لتقدمها للطلاب، لكنها تساعد على تفسير حدوث الشيء.

مشروعات علمية نشاط يستمر فترة طويلة نسبيًّا يقوم فيه الطلاب بالبحث في موضوعات أو مفاهيم معينة.

3. التقويم:

التحقق من الفهم سؤال أو نشاط يمكنك القيام به لإجراء تقويم سريع لاختبار مدى تعلم الطلاب لمفهوم معين.

إعادة التدريس يقترح استراتيجية لعرض المادة بطريقة مختلفة لمساعدة الطلاب على استيعاب محتوى الدرس.

التوسع يقدم سؤالاً أو نشاطًا ذا مستوى عالٍ تتطلب معرفته التركيز بعمق على مفهوم معين.

تلبية احتياجات الطلاب المتنوعة

بقلم دوجلاس فيشر Douglas Fisher، Ph. D

يضم الصف المدرسي طلاب ينتمون إلى بيئات مختلفة، ولديهم أنماط تعلّم، ونقاط قوة وتحديات مختلفة. ونواجه نحن المعلمين تحديًا لمساعدة كل طالب حتى يصل إلى قدراته التربوية. وبإمكاننا تلبية حاجات جميع الطلاب في الصف بالتخطيط السليم. وتعد أساسيات هذا التخطيط وسائل أو مداخل عالمية يتاح الوصول إليها. وعندما يتم تخطيط الصفوف فبواسطتها تجد القليل من الطلاب الذين يحتاجون إلى وسائل خاصة للتعامل معهم.

ما التصميم العالمي؟

جاء الاهتمام بالتصميم العالمي أول الأمر في دراسات الهندسة المعمارية عندما بدأ رجال الأعمال والمهندسون المعماريون في الأخذ في الحسبان توظيف الفيزياء في المباني. وجاءت الفكرة في تخطيط البيئة منذ البداية للتأكد من وصول كل فرد إلى حيث يريد؛ لذا لا يلزم إحداث تغيير في البيئة لاحقًا لكي تناسب ذوي الاحتياجات الخاصة حركيًّا، أو من يدفع عربة أو العاملين المصابين والآخرين الذين يمكن أن تشكل البيئة صعوبة بالنسبة إليهم في تنقلاتهم وتحركاتهم. ويعرف التصميم العالمي بأنه تصميم المنتجات وتشكيل البيئة لكي تصبح قابلة للاستعمال من الناس جميعًا إلى أقصى حدٍّ ممكن، دون الحاجة إلى تكييف أو تصميم خاص. ولمزيد من المعلومات يمكن الرجوع إلى الرابط: www.design.ncsu.edu/cud

التصميم العالمي في التربية

استفاد الباحثون في المجال التربوي والمعلمون من التكيفات في المجال الهندسي وقاموا بتطويرها ونقلها إلى مجال التربية، وخصوصًا مجال تطوير المناهج. وقدموا تعريفًا موسّعًا للتصميم العالمي يركز على التربية. في مجال التعليم، يُعنى التصميم العالمي بتصميم المادة التعليمية والنشاطات التي تسمح بتحقيق الأهداف المرجوة لكل فردٍ مهما اختلفت قدراته على الرؤية، والسمع، والتحدث، والحركة، والقراءة، والكتابة، وفهم اللغة، والحضور، والتنظيم، والتجاوب والتذكر.

كيف توظف التصميم العالمي في مجال التربية؟

يقترح التصميم العالمي والمتاح حاليًّا عند تطبيقه في المجال التربوي وفي المدارس ما يأتي:

- **مشاركة الصف الشاملة.** يجب الأخذ في الحسبان عند تصميم المنهاج جميع حاجات الطلاب. وقد صُمِّم كتاب الطالب بحيث يناسب جميع الطلاب، ومنهم الذين يواجهون صعوبات. فمثلاً تدرّس في هذه الكتب المفردات بعناية واهتمام، وكذلك يقدم دليل المعلم تعليمات متعددة تستعمل بناءً على حاجة الطلاب لها في الصف. بالإضافة إلى ذلك، فإن الأفكار الرئيسة قد حددت للمتعلمين جميعًا. وهناك الكثير من الفرص المتاحة في الكتب لتنشيط معرفة الطلاب السابقة. وهناك أيضًا ربط بين الكتب وما يعرفه الطلاب أو يفكرون فيه.

- **قابلية النص للقراءة:** يكتب النص باللغة المباشرة في الصفوف ذات التصميم العالمي التي توفر فرصة لمشاركة جميع الطلاب، وهناك توافق بين الأسماء والأفعال، كما يوجد بناء واضح للكلمات. بالإضافة إلى هذه العوامل، يستخدم كتاب الطالب تعريفات وافية للمصطلحات

الجديدة، وتزود الطلاب بتعليمات محددة لمهارات القراءة، وعروض بصرية (استعمال الصور والرسوم)، وتتضمن استراتيجيات أخذ الملاحظات.

√ **التكييف والمواءمة:** يمكن فهم محتوى الكتاب بسهولةٍ، ويمكن تغييره ليلائم حاجات الطلاب داخل الصف. كما يقدِّم التقويم في نهاية كل درس وفي نهاية كل فصل للطلاب طرائق متعددة لعرض المحتوى المعرفي. ويؤكد الكتاب ممارسة الطلاب التفكير من خلال الإجابة عن أسئلة الاختيار من متعدد. وتراعي هذه الكتب ممارسة مهارات التحليل والتفكير الناقد.

كيف تكون طرائق التدريس المتنوعة متاحة عالميًّا؟

ينبغي على المعلمين لتغيير طرائق تدريسهم أن يدركوا اختلاف الطلاب في خلفياتهم المعرفية، ومطالعاتهم الحالية، وكتاباتهم، ومهاراتهم اللغوية. ويجب أن يأخذ المعلم في الحسبان أنماط تعلم الطلاب، واهتماماتهم، وحاجاتهم لكي يتصرف في ضوء ذلك. وهناك إرشادات عامة تساعدك على تغيير طرائق التدريس في الصف،منها:

ربط التقويم مع التدريس: يجب أن يتم التقويم قبل التدريس وخلاله وبعده؛ للتحقق من وجود اتساق بين المنهاج وما يعرفه الطلاب وما لا يعرفونه. ويتيح التقويم بهذه الطريقة للمعلم فرصة لوضع خطة تدريس تناسب مجموعات الطلاب الكبيرة، والمجموعات الصغيرة، وكل طالب على حدة. كما أن إجراء التقويم مسبقًا يجب أن يتم قبل البدء في عملية التدريس، وهذا أمر مهم جدًّا.

توضيح المفاهيم الأساسية والتعميمات: يحتاج الطلاب إلى معرفة المعلومات الضرورية وكيفية استعمالها مستقبلاً، بالإضافة إلى ذلك فإنهم يحتاجون إلى تطوير الإحساس بالأفكار العامة التي تتجاوز المكان والزمان.

التأكيد على التفكير الناقد والإبداعي: يتطلب المحتوى، والعمليات، والمنتجات التي تستعمل أو تصمم داخل الغرفة الصفية من الطلاب التفكيرَ فيما يتعلمون، في حين قد يحتاج بعضهم إلى دعم، وتحفيز إضافي، ومهام متنوعة، ومواد وأدوات. ويتيح التركيز على التفكير الناقد والإبداعي لجميع الطلاب المشاركة في الدرس.

حلول صفّية

مشاركة المعلم مع طلابه في بعض الأنشطة: يعبّر الموقف التعليمي المميز عن قيام كل من الطلاب والمعلم بنشاطات ومهام. ويجب أن يحدد المعلم للطلاب خلال التقويم الصفي في مرحلةٍ ما بعض النشاطات التعليمية، ويقدم لهم بعض التعليمات. وفي مرحلة أُخرى من الدرس على المعلم أن يتيح للطلاب فرصًا تساعدهم على التفاعل مع محتوى الدرس. ويزيد هذا التوازن من دافعية الطلاب واندماجهم وتعلمهم.

ويعرض الجدول أدناه مثالاً على نشاط صفي لتدريس الجدول الدوري. ويرافقه طرائق تدريس متنوعة تلبي حاجات الطلاب جميعًا.

نشاط صفي	استراتيجيات تميز هذا النشاط
اعرض على الطلاب نسخة من الجدول الدوري الحالي، ونسخة من جدول ديمتري مندليف الأصلي. وناقشهم في تاريخ تطور الجدول الدوري، مبينًا الأسباب التي دعت العلماء إلى الشعور بأن هناك حاجة لترتيب بياني أو جدولي للعناصر.	• اطلب إلى الطلاب أن يتخيل كل منهم أنه مندليف، ويكتبوا رسائل إلى أحد أقربائهم يشرحون فيها بلغة بسيطة ما طوروه في جداولهم الدورية. • اطلب إلى الطلاب البحث عن ردود الفعل الأولية للكيميائيين تجاه الجدول الدوري لمندليف. وهل كان هناك صور أخرى من الجدول تُطوَّر في الوقت نفسه؟ وإذا حصل ذلك، فلماذا تم تبني جدول مندليف دون غيره؟ • اطلب إلى الطلاب تصميم جدول يبين النقاط التي كان فيها مندليف على صواب، وتلك التي يمكن أخذها بعين الاعتبار من خلال طرح الأسئلة التالية: هل كان لجدول مندليف القدرة على تقدير أماكن عناصر لم يتم اكتشافها بعد؟ وهل كان مندليف مصيبًا عندما رتب العناصر بناءً على كتلها؟ وهل رتّب الدورات بناء على مستوى طاقة إلكترونات تكافؤها؟ وهل رتّب المجموعات اعتمادًا على عدد إلكترونات تكافؤها؟ • ارسم أشكالاً تخطيطية لأربعة عناصر دون تسميتها، على أن تبين هذه الدسوم التوزيع الإلكتروني للعناصر. ودع الطلاب يستخدموا ما يعرفونه عن الجدول الدوري لتحديد مكان كل عنصر فيه.

كيف تدعم التعلم الفردي لدى الطلاب؟

ينجح غالبية الطلاب في الصف معتمدين على ما يتاح لهم من مصادر التعلم، والاستفادة من طرائق التدريس المتنوعة. ويعترف المعلمون المتميزون أنه لا يوجد خيار واحد يناسب جميع الطلاب، فمنهم من يحتاج إلى أنظمة مميزة تدعم تعلمهم لكي ينجحوا.

إرشادات للتدريس

الإرشادات الآتية تدعم جهودك في التدريس لمساعدة جميع الطلاب للوصول إلى أقصى قدراتهم.

√ قم بإجراء عملية مسح للطلاب لاكتشاف الفروق الفردية بينهم. استثمر اهتماماتهم ومواهبهم المميزة لتشجع إسهاماتهم داخل الصف.

- √ كن نموذجًا لهم في احترام الآخرين. فالمراهقون يحبون الاندماج الاجتماعي. وعادة يفضل الطالب الذي لديه فروق في التعلم طرائق التدريس المتنوعة، ويكون حساسًا تجاه تصحيحه وانتقاده، وخصوصًا عندما يصدر ذلك من المعلم. ويحدد سلوكُك داخل غرفة الصف طريقةَ تعامل الطلاب بعضهم مع بعض.
- √ وفّر فرص النجاح للطلاب، بتزويدهم بنشاطات تعليمية مختلفة لتعزز مهاراتهم ومفاهيمهم وتقويتها.
- √ حدّد أهدافًا قابلة للقياس، وحاول مساعدة الطلاب على تحقيقها بأفضل ما يمكن.
- √ احتفل بنجاحاتهم، وأعلنها لهم، وأثن على تقدمهم في العمل.
- √ تصرف ببساطة، وأشر إلى مواطن الضعف والمشكلات؛ لأن ذلك يساعد الطلاب على تقبل التغير. وتجنب إرهاق الطلاب في تحقيق أهداف كثيرة مرة واحدة.
- √ عين مشاريع تعاون جماعية تثير تحدي جميع الطلاب للإسهام في حل مشكلة أو إيجاد منتج معين.

كيف تساعد الطلاب الذين يعانون من صعوبات التعلم؟

- √ شجعهم بكلمات الاستحسان، وحدد القوانين والواجبات والمسؤوليات بوضوح.
- √ طبّق المهارة مرارًا، واستعمل ألعابًا وتدريبات مختلفة لتساعد على الحفاظ على اهتمام الطلاب.
- √ استخدم النماذج كثيرًا في العملية التعليمية، وهيئ الفرص لتتكلم وتكتب وتقرأ وتعطي المفاهيم والمعلومات المهمة.
- √ اربط المهارات والمفاهيم الجديدة مع ما أتقنوه سابقًا.
- √ اسمح للطلاب بتسجيل الإجابات على شريط تسجيل إذا كان ذلك ممكنًا.
- √ أعط الطلاب وقتًا كافيًا لإكمال المهام.
- √ اعط الطلاب فرصًا لعرض مهاراتهم ببدائل أخرى كالمحاضرات، والتقارير الشفهية، وممارسة لعب الأدوار، والمشاريع الفنية.
- √ زود الطلاب بخطوطٍ عريضة وملاحظات أو شريط مسجل لمادة الدرس.
- √ رتب الطلاب في مجموعات ثنائية، أو ادمجهم بأقران مساعدين، وابحث عن فرص لتفاعل الأقران داخل غرفة الصف.

كيف تساعد الطلاب الذين لديهم تحديات سلوكية؟

- √ وفِّر بيئة منظمة فيها برامج يسيرة وواضحة، وقوانين، وواجبات صفية وخطوات عمل آمنة.
- √ عزز السلوك الملائم واتخذه نموذجًا للطلاب.
- √ استدرج الطلاب المشتتي الانتباه للعودة إلى المهمة والتركيز عليها من خلال التلميح والتعبير اللفظي وغير اللفظي، وتعامل معهم بحميمية.
- √ ضع أهدافًا يمكن تحقيقها في المدى القريب والبعيد، واعمل على الارتقاء بها وتطويرها.

كيف تساعد الطلاب الذين يعانون من إعاقات جسدية؟

- √ اسألهم – دون أن تسبب لهم أي إحراج – عن الوقت المناسب لتقديم المساعدة إليهم.
- √ اسأل الطلاب ذوي الإعاقات الجسدية أو آبائهم أو الأطباء المشرفين عليهم عن الأدوات أو الطرائق الخاصة التي تحتاج إليها للتعامل معهم، وعما إذا كان هناك احتياطات أمان خاصة يجب الأخذ بها.
- √ قدم معلومات لمساعدة طلاب الصف والآباء على فهم الدعم الذي يحتاجون إليه.
- √ رحّب بالطلاب ذوي الإعاقات الجسدية في جميع النشاطات الصفية ومنها الرحلات الميدانية، والمناسبات الخاصة، والمشاريع الصفية والمجتمعية.

كيف تساعد الطلاب ذوي الصعوبات في القراءة؟

- √ تذكر أن مهارة الطلاب على التحدث باللغة العربية بطلاقة لا تعكس قدراتهم الأكاديمية.

حلول صفية

- √ حاول أن تدمج خبرات الطلاب الثقافية بطريقة تدريسك.
- √ تجنب أي مراجع يكون فيها مفردات صعبة في تدريسك.
- √ علمهم المفردات والمفاهيم المهمة مسبقًا.
- √ شجع الطلاب على إلقاء نظرة عامة أولية على الدرس قبل قراءته.
- √ ذكّر الطلاب ألا يهملوا المنظمات التخطيطية، والصور، والأشكال، والرسوم البيانية، والجداول، حيث تتوافر معلومات كثيرة فيها.
- √ استعمل عروضًا وعينات كلما سنحت الفرصة لذلك؛ لبناء فهم وخلفية معرفية لدى الطلاب. يمكنك مثلاً عرض أنواعٍ مختلفة من ورق الشجر لتسهيل فهم "تصنيف النباتات".

كيف تساعد الطلاب الذين يعانون من إعاقة بصرية؟

- √ شجّع الاستقلالية، وعدّل الواجبات حسب حاجاتهم .
- √ علّم الطلاب متى وكيف يوظف بعضهم بعضًا كأدلة بصرية؟
- √ قلّل من الضجة الصوتية غير الضرورية في الصف لأنها تُشتت انتباه الطلاب الذين يعانون ضعفًا بصريًّا.
- √ زوّدهم بنماذج ملموسة كلما كان ذلك ممكنًا.
- √ تبنَّ مبدأ الدمج والتكامل، وصف الناس والأحداث كما هي داخل الغرفة الصفية. وذكّر طلاب الصف أن الذين يعانون من إعاقة بصرية لا يستطيعون تفسير الإيماءات والأشكال الأُخرى من التواصل غير اللفظي.
- √ زوّد الطلاب بالدروس والواجبات المسجَّلة على جهاز التسجيل لكي يستعملوها خارج الغرفة الصفية.
- √ شكّل مجموعات تضم طلاب عاديين، بالإضافة إلى الطلاب الذين يعانون إعاقة بصرية عند التكليف بالواجبات الكتابية.

كيف تساعد الطلاب الذين يعانون من إعاقة سمعية؟

- √ أجلس الطلاب في المكان الذي يتمكنون فيه من رؤية حركة شفتيك بسهولة، ويتفادون أي تشتت بصري.
- √ ابتعد عن الوقوف وظهرك في اتجاه النافذة أو مصدر الإضاءة.
- √ استعمل جهاز عرض الشرائح لكي تحافظ على التواصل البصري في أثناء كتابة المعلومات للطلاب.
- √ تأكد من جلوس الطلاب بحيث يتمكنون من رؤية المتحدثين جميعًا.
- √ دوّن جميع الواجبات على السبورة، أو قدم لهم تعليمات مكتوبة.
- √ إذا توفر للطلاب مفسِّر، فاسمح لهم وللمفسِّر بانتقاء الترتيب الأمثل للجلوس.
- √ درّب الطلاب على النظر إلى بعضهم مباشرة عندما يتحدثون.

كيف تساعد الطلاب الذين هم فوق المستوى العادي؟

- √ دع الطلاب يختاروا مواضيع محددة يودون دراستها، وعمل مشاريع مستقلة.
- √ اسأل الطلاب أسئلة من نوع "وماذا بعد" لتطوّر مهارات تفكير عالية المستوى لديهم. ووفرّ بيئة آمنة لمن يتقبل المخاطر داخل صفك.
- √ أكّد على المفاهيم، والنظريات، والأفكار، والعلاقات، والتعميمات المتعلقة بالمحتوى.
- √ شجع الطلاب على الاستمتاع بالعلوم؛ وذلك بجعلهم يربطونها بالتخصصات التي يحبونها.
- √ دع الطلاب يعبروا عن أنفسهم بطرائق بديلة؛ كالكتابة الإبداعية، والتمثيل، والمناظرات، والمحاكاة، والفنون.
- √ زوّد الطلاب بمراجع ومصادر تعلم متنوعة من مؤسسات المجتمع الخاصة.
- √ عيّن للطلاب مشاريع موسّعة تسمح لهم بحل مشكلات من واقع الحياة، وتتعلق بمجتمعاتهم.

استراتيجيات التعامل مع الاختبارات

كيف تساعد الطلاب على اجتياز الاختبارات بنجاح؟

لا يكفي أن يتعلم الطلاب مفاهيم وحقائق في العلوم، بل عليهم أن يظهروا معرفتهم في الإجابة عن اختبارات متنوعة.

كيف تساعد الطلاب على الأداء الجيد في الاختبارات الموضوعية؟

قد تشمل الاختبارات الموضوعية أسئلة الاختيار من متعدد، وأسئلة الخطأ والصواب وأسئلة المطابقة. إن تطبيق الاستراتيجيات الآتية يساعد الطلاب على اجتياز الاختبارات الموضوعية بنجاح.

أسئلة الاختيار من متعدد

- √ على الطلاب أن يقرؤوا التعليمات بعناية ليعرفوا نوع السؤال الذي يتطلبه الاختبار – أفضل جواب أم الجواب الصحيح. وسيكون هذا مهمًّا، وخصوصًا عندما تتضمن الخيارات "كل ما ذُكر" أو "لا شيء مما سبق".
- √ **انصح الطلاب أن ينتبهوا إلى الكلمات التي تفيد النفي مثل:** " لا، ما عدا، ما لم، أبدًا ". فإذا احتوى السؤال على النفي فإن الخيار الصحيح سيكون ذلك الذي لا ينسجم مع بقية البدائل (الخيارات).
- √ يجب أن يحاول الطلاب إجابة الأسئلة في أذهانهم أولاً قبل قراءة بدائل الإجابات (الخيارات).
- √ يجب أن يقرأ الطلاب البدائل جميعها، ثم يشطبوا البديل الخاطئ بشكل واضح. وبعد ذلك عليهم أن يختاروا واحدًا من الخيارات المتبقية.

أسئلة الخطأ والصواب

- √ من المهم أن يقرأ الطلاب السؤال كاملاً قبل الإجابة، وحتى يكون الجواب صحيحًا، يجب أن تكون الجملة كلها صحيحة، وإذا كان جزء من الجملة خاطئًا فإن الجواب يجب أن يكون خاطئًا.
- √ **ذكّر الطلاب أن ينتبهوا لكلمات مثل:** كل، أبدًا، جميع؛ دائمًا، فالجمل التي تحتوي على كلمات مطلقة غالبًا ما تكون خاطئة.

أسئلة المطابقة

- √ على الطلاب أن يقرؤوا أولاً كلتا القائمتين قبل أن يجيبوا عن الأسئلة.
- √ إذا لم يكن للسؤال إلا خيار واحد للإجابة فعلى الطلاب شطب كل خيار استعمل لسؤل سابق.
- √ باستعمال ما يعرفه الطلاب عن قواعد اللغة يمكن لهم أن يجدوا إجابة بعض الأسئلة؛ فعند مواءمة كلمات مع تعريفها يكون التعريف عادة من نوع مشتقات الكلمة نفسها (أيْ اسم، أو فعل .. إلخ).

كيف تساعد الطلاب على الأداء الجيد في الأسئلة المقالية؟

تتطلب الاختبارات المقالية من الطلاب أن يكتبوا جوابًا تامًّا ومنظمًا ومكتملاً للأسئلة؛ لذا، ساعدهم على تبني الاستراتيجيات الآتية في هذا النوع من الاختبارات:

اقرأ السؤال

إن مفتاح إجابة الأسئلة المقالية بشكل ناجح، يكمن في قراءة الأسئلة وتفسيرها بشكل صحيح. لذا علِّم الطلاب أن يحدّدوا الكلمات الأساسية في السؤال ويفهموها، و يستعملوها لإرشادهم إلى فهم المقصود من السؤال. ساعد الطلاب على فهم معاني بعض الكلمات الأساسية المستعملة بشكل شائع والمدرجة أدناه:

حلّل	تعني فحص أجزاء موضوع أو حدث ما فحصًا كاملاً ونظاميًّا وناقدًا.
صنّف	تعني أن تضع الناس أو الأشياء أو الأفكار في مجموعات بناءً على صفة أو مجموعة من الصفات أو الخصائص الشائعة.
قارن	تعني أن تبين كيف تتشابه الأشياء أو تختلف.
صِف	تعني أن تقدم رسمًا أو انطباعًا، إذ تساعد التفاصيل الإثرائية على اكتمال الوصف.
ناقش	تعني أن تكتب عن كافة جوانب موضوعٍ أو حدثٍ ما بشكل منهجي منظم.
قوّم	تعني أن تصدر حكمًا ما وأن تدعم حكمك بأدلة.
اشرح	تعني أن توضح أمرًا ما وتجعله سهلاً بسيطًا.
وضح	تعني أن تقدم أمثلة أو أن تقدم صورًا أو مخططًا بيانيًّا.
استنتج	تعني أن تقرأ بين السطور، وتستعمل المعرفة والخبرة للوصول إلى استنتاجات وتعميمات أو توقعات.
برّر	تعني أن تثبت أو تدعم موقفًا بحقائق وأسباب محددة.
توقع	تعني أن تخبر عمَّا سيحدث في المستقبل اعتمادًا على فهم الأحداث والسلوك السابق.
اذكر	تعني أن تقدم المعلومات بصورة مختصرة ودقيقة.
لخص	تعني أن تقدم مراجعة موجزة للنقاط الرئيسة في موضوع أو حدث ما.

كتابة مقالة

بعد أن يفهم الطلاب السؤال، يجب عليهم أن يتبعوا الخطوات الأتية لتطوير وكتابة مقالاتهم:

الخطوة 1 ← ارسم خريطة مفاهيم للإجابة، أو ضع قائمة أو خطوطًا عريضة للإجابة.

الخطوة 2 ← اكتب جملة افتتاحية مرتبطة مباشرة مع السؤال.

الخطوة 3 ← اكتب الإجابة، وتوسع في الجملة الافتتاحية، ودعّم النقاط الأساسية بالحقائق والتفاصيل والأسباب.

الخطوة 4 ← اكتب جملة ختامية تجمع النقاط الرئيسة معًا.

الخطوة 5 ← دقق ما كتبته لتتأكد من وضع علامات الترقيم وخلوه من الأخطاء اللغوية والإملائية.

التحضير للاختبارات المقننة:

يستطيع الطلاب اتباع الخطوات الآتية لإعداد أنفسهم للاختبارات المقننة:

√ **اقرأ حول ما يتعلق بالاختبار:** يستطيع الطلاب أن يعدوا أنفسهم لنمط هذه الاختبارات وأنواع الأسئلة التي تُسأل والوقت المخصص لاستكمال الاختبار.

√ **راجع المحتوى:** إن الدراسة المنتظمة خلال العام الدراسي ستساعد الطلاب على فهم وبناء معرفةٍ جيدةٍ في العلوم. إذا كان هناك أهداف أو معايير يتم اختبارها، فساعد الطلاب على مراجعة هذه الحقائق والمهارات لتتأكد أنهم أصبحوا متمكنين منها.

√ **تدريب:** قم بتدريب الطلاب على الاختبارات التي أعطيت من قبل لكي يعتادوا محتوى الاختبار الفعلي وشكله والوقت اللازم للإجابة عنه. وعليهم أن يتدربوا على أنواع الأسئلة كافة التي يصادفونها في الاختبار: أسئلة الاختيار من متعدد، وأسئلة الإجابات القصيرة، وأسئلة الإجابات المفتوحة.

√ **حلل نتائج التدريب:** ساعد الطلاب على تحسين أدائهم في الاختبارت، بأن تحلل مواطن الضعف والقوة في اختباراتهم. واصرف وقتًا كافيًا في مناقشة نتائج الاختبار التدريبي، شارحًا لماذا تعد بعض الإجابات صحيحة أو خاطئة. واكشف عن أنماط الخطأ، ثم وجّه تدريسك، بحيث يتناول المهارات أو المحتوى المناسب في مختلف العلوم.

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

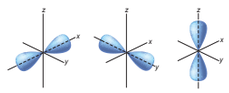
1. الأشعة الكونية أشعة عالية الطاقة قادمة من الفضاء الخارجي، ما تردد هذه الأشعة التي طولها الموجي $2.67 \times 10^{-13}\ m$ عندما تصل إلى الأرض؟ (سرعة الضوء هي $3 \times 10^{8}\ m/s$)

a. $8.90 \times 10^{-22}\ s^{-1}$
b. $3.75 \times 10^{12}\ s^{-1}$
c. $8.01 \times 10^{-5}\ s^{-1}$
d. $1.12 \times 10^{21}\ s^{-1}$

2. أي مما يأتي يعبر عن التمثيل النقطي لإلكترونات الإنديوم؟

a. ·In
b. ·In·
c. ·In·
d. ·In·

استخدم **الشكل** الآتي للإجابة عن السؤالين 3 ، 4.



3. ما المستوى الثانوي الذي تنتمي إليه المستويات الفرعية الموضحة في الشكل أعلاه؟

a. s
b. p
c. d
d. f

4. ما مجموع الإلكترونات التي يمكن أن توجد في المستوى الثانوي السابق؟

a. 2
b. 3
c. 6
d. 8

5. ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستوى الطاقة الرئيس الخامس للذرة؟

a. 10
b. 20
c. 25
d. 50

استخدم البيانات في الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة من 6 إلى 8.

التوزيع الالكتروني لمجموعة من العناصر الانتقالية

العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الالكتروني
الفانيديوم	V	23	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^3$
اليتريوم	Y	39	$[Kr]\ 5s^2\ 4d^1$
			$[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^6$
السكانديوم	Sc	21	$[Ar]\ 4s^2\ 3d^1$
الكادميوم	Cd	48	

6. ما التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة لعنصر Cd باستخدام ترميز الغاز النبيل؟

a. $[Kr]\ 4d^{10}\ 4f^2$
b. $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$
c. $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}$
d. $[Xe]\ 5s^2\ 4d^{10}$

اختبار مقنن

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

a. La
b. Ti
c. W
d. Os

8. ما التوزيع الإلكتروني للذرة الإسكانديوم Sc ؟

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^7 3s^2\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$
c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2\ 3d^1$
d. $1s^2\ 2s^1\ 2p^7\ 3s^1\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

استخدم رسومات مربعات المستويات الموضحة أدناه للإجابة عن السؤالين 9 و 10.

A.
B.
C.
D.

9. أيٌّ مما سبق يوضح رسمًا لمربعات المستويات يخالف مبدأ أوفباو؟

a. A
b. B
c. C
d. D

10. أيٌّ مما سبق يوضح رسم مربعات المستويات لعنصر البريليوم؟

a. A
b. B
c. C
d. D

أسئلة الإجابات القصيرة

11. ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستوى الطاقة الرئيس الرابع في الذرة؟

ادرس العبارة الآتية :

عنصر ممثل عدده الذري 13 يوجد في مستوى طاقته الخارجي ثلاثة إلكترونات.

12. ما عدد المستويات الثانوية في مستويات الطاقة فيه.

13. ما عدد المستويات الفرعية في كافة مستويات الطاقة الثانوية فيه.

أسئلة الإجابات المفتوحة

14. قارن بين المعلومات التي يمكن الحصول عليها من التمثيل النقطي للإلكترونات والمعلومات التي يمكن الحصول عليها من التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر.

15. وضح لماذا لا يمثل التوزيع $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4d^{10}\ 4p^2$ التوزيع الإلكتروني الصحيح للجرمانيوم Ge؟ اكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح له.

استراتيجيات التقويم البديلة

ما الطرائق الأخرى غير الاختبارات لتقويم فهم الطلاب للحقائق والمفاهيم في العلوم؟

استجابة إلى توخي العدالة في تقويم الطلاب، ينبغي على المعلمين استعمال أدوات تقويم متنوعة؛ لكي يقوّموا أداء الطلاب. فبالإضافة إلى الاختبارات القصيرة والاختبارات المقالية والاختبارات المقننة فإن التقويم اليوم يعتمد على أدوات تقويم معتمدة على الأداء، وعلى توافر سجل أداء الطلاب.

ما بعض أشكال التقويم المعتمدة على الأداء؟

هناك عدة أنواع من التقويم المعتمد على الأداء، لكنها تشترك جميعًا في صفة مشتركة، أنها تتحدى الطلاب في إعداد تقرير كتابي أو شفوي يبين ما يعرفونه. إحدى الطرائق الجيدة لتقويم الأداء تكون في صورة سؤال مفتوح.

الكتابة

- √ **الدوريات العلمية:** يكتب الطلاب من منظور أحد العلماء المعاصرين أو السابقين.
- √ **الرسائل:** يكتب الطلاب رسالة من أحد العلماء إلى عالم آخر أو إلى أحد أفراد عائلته.
- √ **مقالة افتتاحية أو رسالة إلى محرر:** يشرح الطلاب قضية مثيرة للجدل ويقدم رأيه الخاص وتوصياته مدعومة بدليل قوي أو أسباب مقنعة.
- √ **صحيفة يومية:** يكتب الطلاب مجموعة من القصص من منظور مراسل لصحيفة يومية.
- √ **سيرة ذاتية أو ترجمة حياة:** يكتب الطلاب عن أحد العلماء من منظور الغائب (ترجمة حياة شخص)، أو من منظور المتكلم (السيرة الذاتية).
- √ **القصص الإبداعية:** يدمج الطلاب الأحداث العلمية بجزء من الخيال العلمي.
- √ **الشِّعر:** يتبع الطلاب القواعد المتبعة في كتابة قصيدة ما، عندما يروي شيئًا عن عالِم العلوم أو عن حدث علمي.
- √ **تقارير البحث العلمي:** يجمع الطلاب معلومات من عدة مصادر ليكتبوا تقريرًا علميًّا جيدًا.

العرض الشفوي

يسمح العرض الشفوي للطلاب أن يظهروا إلمامهم بالعلوم أمام جمهور ما. ويكون العرض الشفوي غالبًا جهدًا جماعيًّا، رغم أن ذلك ليس ضروريًّا دائمًا.

- √ **المقابلة:** يقدم الطلاب مقابلة – سواء كانت افتراضية أم حقيقية – مع عالِم في العلوم.
- √ **المحاكاة:** يقدم الطلاب محاكاة أو تمثيلاً لأحداث حقيقية مثل اكتشافات، أو تجارب مشهورة.
- √ **الحوار:** يتحاور الطلاب في مجموعتين أو أكثر في قضية علمية. يمكن أن يتحاور الطلاب من منظور معاصر، أو من خلال لعب دور، أو من وجهة نظر ذات طابع تاريخي.
- √ **تقارير شفوية:** يقدم الطلاب نتائج الجهود البحثية في موضوع ما على هيئة تقرير شفوي.
- √ **مسرحيات ومشاهد:** يستعمل الطلاب الأحداث العلمية بوصفها أساسًا لمسرحية أو مشاهد فكاهية أو نقدية.

العرض البصري

يسمح العرض البصري للطلاب أن يظهروا فهمهم العلمي على هيئة أنواع متعددة من الأنماط البصرية. يمكن أن يكون العرض البصري مشروعًا لطالب واحد أو لمجموعة من الطلاب.

- √ **النموذج:** يعمل الطلاب نموذجًا لتوضيح تركيب ما، أو موضوع ما.

- **عروض تقديمية:** يقدم الطلاب عرضًا غنيًّا بالمواد حول موضوع ما. وهذا العرض قد يتضمن نماذج وتوضيحات ورسوما وأشرطة فيديو وكتابات وتسجيلات صوتية.
- **لوحة أو منحنًى بيانيّ:** يحلل الطلاب البيانات العلمية ويقدمونها على هيئة منحنًى خطيّ أو رسم بياني بالأعمدة أو بالجداول.
- **الرسم:** يقدم الطلاب الأحداث العلمية، أو يفسرونها في شكل رسوم.
- **الملصقات ولوحات العرض:** قد تشمل المنحنيات البيانية، والمخططات والجداول، والخرائط، وخط الزمن، والرسوم التخطيطية، والصور الفوتوغرافية، والنصوص التي تعكس فهم الطلاب للمعلومات العلمية.
- **المطرزات:** يخيط الطلاب أو يرسمون تصميمًا لمطرزات تبين منظورًا معينًا أو أكثر، أو أحداثًا، أو قضايا ترتبط مع موضوع أساسي.
- **أشرطة الفيديو أو أقراص الفيديو المدمجة:** يصور الطلاب أفلامًا أو أقراصًا مدمجة لمحاكاة حدث علمي. كما يمكن للطلاب أن يصوروا مسرحية يدخل العلوم في صلبها.
- **عرض متعدد الوسائط أو عرض شرائح:** يقدم الطلاب عرضًا متعدد الوسائط بواسطة الكمبيوتر يحتوي على معلومات علمية وتحليلها.

كيف يتم احتساب العلامات لتقويم الأداء؟

هناك عدة وسائل لتقويم المهمات المبنية على الأداء؛ ويمكن استخدام جميع أو بعض الطرائق الآتية:

- **التقويم بحسب سلم التقدير:** سلم التقدير مجموعة من الخطوات العامة لتقويم عملية ما أو منتج ما؛ إذ توضع مجموعة من المعايير تميز الاستجابات المقبولة من غيرها على مقياس يتراوح عادة بين ممتاز وضعيف. وهناك أنواع متعددة من سلم التقدير .
- **نماذج العمل الممتاز:** يختار المعلم نماذج للأعمال الممتازة ويعرضها على الطلاب ليشير بقوة إلى ما هو متوقع منهم ، ويضع أهدافًا لمشاريعهم.
- **التقويم الذاتي للطالب:** تتضمن إحدى الطرائق الشائعة هنا ترتيب الطلاب لأعمالهم في ضوء نموذج مسبق، واستعمال سلم التقدير، وكتابة أهدافهم ثم تقويم مدى اقترابهم من تحقيق هذه الأهداف. وبغض النظر عن الطريقة أو الطرائق التي يستعملها الطلاب في تقويم أنفسهم، فإنه يجب تشجيعهم على تقويم سلوكهم وعملياتهم أو نواتجهم النهائية.
- **تقويم الأقران:** تستهدف الكثير من مهمات الأداء الطلاب أكثر مما تستهدف المعلم في غرفة الصف؛ إذ يمكن أن يقوم بعض الطلاب بتقديم التغذية الراجعة للبعض الآخر. دع الطلاب يعملوا معًا لإعداد سلالم تقدير لمشاريع معينة.
- **الملاحظة:** قد ترغب في مراقبة الطلاب مباشرة في أثناء العمل وهم ينجزون مشاريعهم. ابدأ بتصميم قائمة شطب؛ محددًا سلوكًا ومعارف معينة يتوقع من الطلاب أن يظهروها خلال العمل، وبعد ذلك راقبهم وهم ينجزون واجباتهم، ولاحظ السلوكات أو المعارف التي سجلتها في قائمة الشطب هل يظهرونها أم لا، ودِّون ذلك.
- **المقابلة:** نوّع من التقويم المستمر، يمكن أن تجري مقابلات مع الطلاب، وأن تسألهم كيف يحللون ويشرحون ويقوِّمون مشاركاتهم في الواجب. وعندما يحتاج المشروع إلى فترة طويلة من الوقت يمكنك أن تعقد مقابلات دورية بالإضافة إلى المقابلة النهائية. وبهذه الطريقة تستطيع متابعة حالة المشروع وتوجيه جهود الطلاب في أثناء العمل فيه.

استراتيجيات الشبكة العنكبوتية

كيف أستطيع استعمال شبكة المعلومات الإلكترونية (الإنترنت) لتدريس العلوم؟

توفر الشبكة العنكبوتية الأخبار والمعلومات التي تبث مباشرة على مدار الساعة؛ فهي تزوِّد المعلم والطلاب بمعلومات ضخمة، ومع ذلك فقد أصبح أكثر إرباكًا من السابق عندما تقرر أن تبحث عن محتوى موثوق معتمد، وماذا تفعل عندما تجده. وفي عالمنا اليوم، ليس على معلمي العلوم استعمال الشبكة العنكبوتية فقط بوصفها مصدرًا حديثًا لمعلومات الطلاب؛ بل عليهم أن يعلِّموا الطلاب كيف يجدون مصادرهم، ويقوِّمونها بالاعتماد على أنفسهم.

ما المتوافر على الإنترنت؟

- **مواقع الشبكة الموجهة للمعلم:** هذه المواقع تزود المعلم بأفكار تعليمية، وخطط مفصلة للدروس، وربطه مع المواقع الأخرى المهمة للمعلمين والطلاب.
- **بيانات علمية:** رُتبت البيانات البحثية وصنفت ووضعت على الشبكة العنكبوتية. وهذه المواقع غنية بما تحويه من إحصاءات للجهود العلمية جميعها.
- **المعلومات الجغرافية:** تحوي الشبكة العنكبوتية العديد من المصادر الجغرافية، بدءًا من الخرائط التاريخية والطبيعية؛ إلى نظام خرائط تفاعلي؛ ومعلومات عن النباتات والحيوانات والناس والأماكن حول العالم.
- **مصادر المراجع:** يستطيع الطلاب الوصول إلى الموسوعات، والمعاجم، والأطالس، والمراجع الأخرى، وقواعد البيانات التي تحوي ملايين المجلات العلمية والمقالات ذات العلاقة.
- **المعلومات الإحصائية:** تعد الشبكة العنكبوتية مخزنًا لأنواع البيانات الإحصائية جميعها؛ إذ تحوي معلومات عن السكان، والمساكن، والأمراض، ومواضيع أخرى ذات علاقة بالعلوم.
- **الأخبار:** تشمل المصادر التقليدية الإخبارية– مثل التلفاز، والمذياع، والجرائد والمجلات الإخبارية– والمواقع الإخبارية الرسمية على شبكة المعلومات الإلكترونية (الإنترنت)، التي تقدم معلومات فورية حديثة، وتغطية إخبارية عميقة، وتحليلات.
- **المعلومات المتعلقة بمواضيع محددة:** تُنظم عدد من المواقع حول موضوع محدَّد، مثل موضوع الكيمياء العضوية؛ فقد تحوي هذه المواقع كثيرًا من المقالات والتحليلات والتعليقات، بالإضافة إلى مصادر وثائق، والخرائط والصور والفيديو والتسجيلات ذات العلاقة.
- **المنظمات:** كثير من المنظمات –ومنها المعاهد البحثية– لها مواقع على الشبكة تقدم معارض وسجلات ومعلومات أخرى.

البحث عبر الإنترنت

تعد المعلومات الضخمة المتوافرة على الشبكة ذات فائدة كبيرة لمتصفحها؛ فكثير من المواقع المتخصصة الممتازة في العلوم تقدم ربطًا ذا علاقة مع المحتوى، وقد يساعد البحث في الإنترنت في إيجاد ما تبحث عنه، ويمكن استعمال محركات البحث من أجل مساعدتك على إيجاد احتياجاتك.

- **محرك البحث:** أداة بحث في شبكة المعلومات الإلكترونية. وما عليك إلا أن تكتب كلمة مفتاحية سواء كانت اسمًا، أو عبارة ذات علاقة بالموضوع، أو عنوانًا، وسوف يزودك محرك البحث بقائمة بالمواقع المتوافرة على الشبكة والتي تناسب بحثك. وقد يجد محرك البحث أشياء قد لا تكون ذات علاقة وقد لا يشير إلى أماكن تعدّها أنت ذات علاقة وطيدة بالبحث. لذا عليك البحث باستعمال كلمات مفتاحية دقيقة ذات علاقة بموضوع البحث.

√ ليست محركات البحث جميعها متشابهة، حيث تختلف طرائق البحث فيها، كما أنها تستخدم معايير مختلفة لتحديد ما يتشابه وما يتطابق مع موضوع بحثك. وتحوي شبكة المعلومات الإلكترونية العديد من المقالات التي تقارن بين محركات البحث، وتزودك بمعلومات وتوجيهات تفيدك لاختيار أفضل ما يلبي احتياجاتك.

√ يمكنك إجراء بحث متقدم أكثر دقة باستعمال مقاطع أو مجموعة كلمات. وتختلف طريقة إجراء بحث متقدم من محرك بحث إلى آخر؛ راجع لائحة المساعدة في محرك البحث للحصول على المزيد من المعلومات. شجع الطلاب على مراجعة هذه المعلومات بانتظام لكل محرك.

كيف أعلم الطلاب تقويم مواقع الشبكة العنكبوتية؟

يستطيع كل فرد أن يطور موقعًا إلكترونيًّا على الشبكة. يمكن تغيير محتويات الشبكة بسهولة؛ لذا يمكن لمشرفي المواقع تحديث مواقعهم بإضافة محتوى، أو تعديله، أو حذفه. وهذا يجعل تقويم المواقع على الشبكة أكثر صعوبة من تقويم المصادر التقليدية المطبوعة. درِّب الطلاب على تقويم مصادر الشبكة بنظرة ناقدة، وذلك باستعمال أسئلة ومعايير على النحو الآتي:

1. **الهدف:** ما هدف موقع الشبكة أو صفحة الشبكة؟ هل هي صفحة شبكة معلوماتية، أو موقع للأخبار، أو موقع أعمال أو موقع للدفاع عن فكرة، أو صفحة شبكة شخصية؟ كثير من المواقع تخدم أكثر من هدف واحد. فعلى سبيل المثال، موقع الأخبار قد يقدم الأحداث المحلية أو العالمية ويصاحبها إعلانات تجارية لتسويق منتجات قد يرغب فيها القرّاء.

2. **URL:** ما URL، أو عنوان الشبكة؟ أين يتم إنشاؤه؟ قد يخبرك في بعض الأحيان عن الجهة المسؤولة عن الموقع الإلكتروني. ومثال على ذلك، URL التي تنتهي بمقاطع مثل (edu.) تعني أن الموقع مرتبط مع معهد أو جهة تعليمية. أمّا (gov.) يعني أن الموقع مرتبط مع جهة حكومية. والمقطع (com.) يعني عادة أن الموقع تحت دعم ورعاية قطاع تجاري أو مهني، وربما يكون صفحة شبكة شخصية. أما المنظمات غير الربحية فقد ينتهي عنوانها الشبكي بـ(org.).

3. **السلطة:** مَنْ كتب المحتوى، أو أنشأ الموقع؟ ما مؤهلات هذا الشخص أو المجموعة؟ من المسؤول النهائي عن الموقع؟ وإذا كان الموقع برعاية بمنظمة، فهل أهداف المنظمة معلنة بوضوح؟

4. **الدقة:** ما مصداقية المعلومات؟ وهل يمكن التحقق من مصادرها؟ وهل صفحة الشبكة خالية من الأخطاء البسيطة في الإملاء والقواعد؟ وكيف يمكن مقارنتها بمصادر أخرى قد تجدها على الشبكة أو مطبوعة؟

5. **الموضوعية:** إذا كان الموقع يمثّل نفسه بوصفه موقعًا معلوماتيًّا فهل المواد خالية من التحيز؟ وإذا كان هناك إعلان فهل من السهل معرفة الفرق بين الإعلانات والمظاهر الأخرى؟ وإذا كان الموقع يخلط المعلومات الواقعية بالآراء فهل يمكنك معرفة الفرق بين الاثنين؟ وإذا كان الموقع يدافع عن الأفكار أو وجهات النظر فهل يطرح وجهات النظر بوضوح ويدافع عنها بشكل منطقي؟

6. **الحداثة:** متى وضعت المعلومات أول مرة على الشبكة؟ وهل يجري تحديث للموقع بصورة منتظمة؟ ومتى تم مراجعته آخر مرة؟ وإذا كانت المعلومات مرتبطة مع الزمن فهل التحديث يراعي ذلك بدرجة كافية؟

7. **التغطية:** ما الموضوعات التي تغطّى على موقع الشبكة؟ ما مدى عمق التغطية؟ وهل جوانب الموضوع جميعها ممثلة فيه؟ وكيف تقارن التغطية بمواقع أخرى أو بالمصادر المطبوعة؟

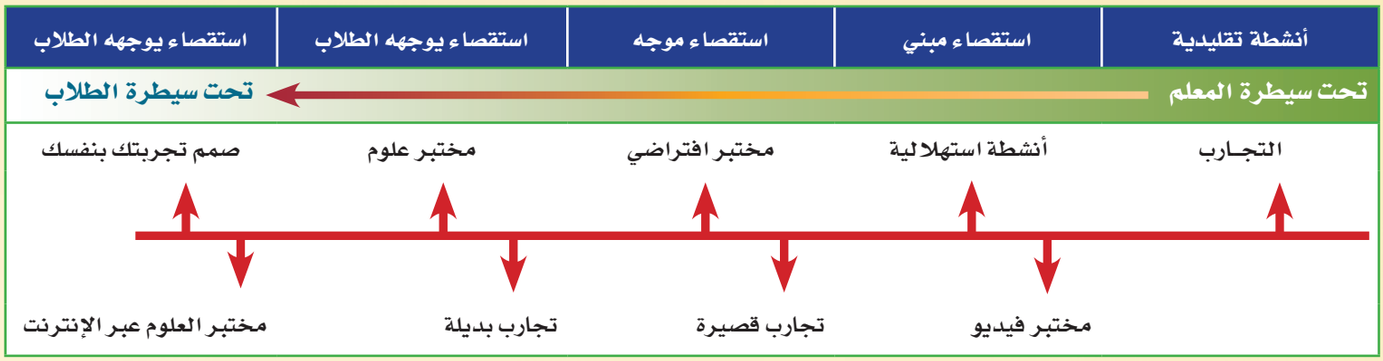
التدريس المبني على الاستقصاء

كيف يستعمل الاستقصاء في كتاب الكيمياء؟

تحاكي عملية الاستقصاء في كتب الكيمياء الممارسة العلمية؛ فهي تشجع استراتيجيات حل المشكلات، وتطوير مهارات التفكير الناقد، وتدفع الطلاب إلى المشاركة في نشاطات عمليات التعلم، بالسماح لهم بتحديد المواد، وخطوات العمل، والمواضيع والأسئلة التي يرغبون في البحث عنها.

تدرج الاستقصاء

يمكن فهم التدريس المبني على الاستقصاء على أنه سلسلة متصلة تتدرج فيها مستويات الاستقصاء من نشاط منظم محدد الأهداف وخطوات يلتزم بها الطلاب، إلى الاستقصاء المفتوح حيث يخططون ويجرون دراساتهم العلمية بأنفسهم. من الضروري أن يبني الطلاب مهاراتهم بالتدريج؛ فهم بذلك يتعلمون كيف يسألون أسئلتهم الخاصة، ويطبقون مهارات التفكير الناقد وحل المشكلات. ويبين المخطط الآتي الدور المتغير للمعلم والطلاب في مستويات الاستقصاء.



معلومات مفيدة في دمج الاستقصاء بصفوف العلوم

يستغرق تعلم الاستقصاء في العلوم وقتًا في أثناء تعلم الطلاب المحتوى واكتساب مهارات حل المشكلات؛ لذا يمكن استعمال الأساليب الآتية لتطبيق الاستقصاء في الصف.

√ يحتاج بعض الطلاب في بداية السنة الدراسية، إلى توجيه أكثر إذا لم تكن ممارسة البحث العلمي مألوفة لديهم. فقد تحتاج إلى تعليمهم كيف يسألون أسئلة قابلة للقياس، ويدونون ملاحظاتهم، ويجمعون بيانات مفيدة، ويستعملون أدلة لدعم استنتاجاتهم وفق توجيهات السلامة في التجربة. وأن يتعلم الطلاب أن باستطاعتهم المبادرة بطرح الأسئلة أو الإجابة، وألا يكونوا خائفين من تقديم إجابات خاطئة.

- √ خطط مع الطلاب لتجارب ومشاريع يستغرق تنفيذها وقتًا طويلاً، بحيث يستطيعون ملاحظتها وتعديلها وتطويرها خلال السنة.
- √ زوّد الطلاب بنشاطات موجهة إضافية، تعالج مفاهيم ومهارات من الصعب أن يفهموها، ومهارات يصعب إتقانها، ثم اسمح لهم بالاكتشاف معتمدين على أنفسهم مع مواد أكثر تباينًا.
- √ دع الطلاب يسألوا أسئلة تتطلب عصفًا ذهنيًّا لما يرغبون في اكتشافه. اختر سؤالاً أو سؤالين من الأسئلة المعقولة بحيث تستكشفهم كل مجموعة بمفردها. (وهذا سيساعدهم كثيرًا إذا كنت تحاول تناول موضوع محدد أو هدف من أهداف المنهاج).
- √ قسم طلاب الصف إلى مجموعات، فقد تحتاج إحدى هذه المجموعات إلى إشراف أكثر، أو تعمل بشكل أقرب إليك، بينما المجموعات الأخرى يمكن أن تعمل بشكل مستقل.
- √ استعمل التعليم المبني على حل المشكلات بوصفه نموذجًا للعمل البحثي. إن استقصاء قضايا محلية يشكل طريقة جيدة لتحفيز الطلاب. فعلى سبيل المثال، إذا كان مجتمعك يلاحظ نقصًا في أعداد طائر ما، فأنت وطلبتك تستطيعون إجراء بحث لتحديد أسباب هذا النقص. إن توظيف المختبر في البحث في قضايا من واقع الحياة تجعل الطلاب يشعرون أن مشاركاتهم ذات معنى ولها أهمية.
- √ شجع الطلاب على الاعتماد على البيانات التي جمعوها، وإذا كانت بياناتهم غير متوقعة فساعدهم على حل المشكلات لتحديد ما حدث.
- √ دع الطلاب يعلّموا أقرانهم في الصف المفاهيم التي اكتشفوها بوصفها أداة تقويم بديلة. وهذا يكون فعالاً في نهاية العام عندما يعرف الطلاب توقعات معلمهم.
- √ نظم نقاشات مستمرة لتتأكد أن الطلاب قد مروا بالخبرات، وعدلوا المفاهيم الشائعة غير الصحيحة لديهم. سيساعدك الشرح والمناقشة المستفيضة لأفكارهم على تحديد مدى عمق فهمهم.

المطويات

تحسين القراءة النشطة ومهارات الدراسة

يسهل على الطلاب عمل المطويات ثلاثية الأبعاد من الورق؛ وهي مخططات تنظيمية تفاعلية تساعدهم في الدراسة والمراجعة، وقد تم تصميمها من قبل خبراء تربويين، ويرمز لها بـ المطويات وتظهر في هامش الصفحة التي يُطلب إلى الطالب إضافة معلومات منها إلى المطوية.

- √ هناك أسئلة عالية المستوى أو نشاط يشجع الطلاب على التفكير الناقد حول المعلومات التي تنظمها المطويات في كل فصل.
- √ تساعد الأنشطة الإضافية المتضمنة في المطويات في دليل المعلم الطلابَ على استعمال مطوياتهم بطرائق مبدعة ومختلفة.

المطويات بناء مهارات قبل القراءة

- √ تشجع الطلاب أن ينظموا المعلومات ويعالجوها.
- √ تشجع الطلاب على الملاحظة والقراءة.
- √ تعطي فكرة سريعة تفاعلية عن الفصل.

المطويات تشجيع القراءة والكتابة

- √ تقدم تمارين في مهارات الكتابة والقراءة الأساسية.
- √ تطوّر مهارات في البحث عن الأفكار الرئيسة وتسجيلها.
- √ تنظم المعلومات.
- √ تقدم مراجعة لمصطلحات المفردات الأساسية.

المطويات تلخيص المحتوى لغايات المراجعة

- √ تقدم مختصرًا سريعًا وشاملاً وتفاعليًّا للفصل.
- √ تقدم مساعدة على تحضير الفصل، وكذلك الاختبارات المقننة.

المطويات أداة تقويم

- √ تسبر عمق معرفة الطلاب لمفاهيم الفصل.
- √ تشير إلى ما فهمه الطلاب.
- √ تعرف المفاهيم الشائعة غير الصحيحة.

مصادر إضافية

يوفر تعلّم العلوم بالمطويات الآتي:

- √ عرضًا لتعليمات إعداد المطويات.
- √ أفكارًا حول كيفية دمج المطويات في دروسك.
- √ صفحات سهلة القراءة لبناء المطوية.

المطويات
منظمات الأفكار

تدرج الخواص اعمل مطوية تساعدك على تنظيم المعلومات عن تدرج الخواص.

خطوة 1 اطو قطعة الورق إلى 3 أقسام عَرضيًّا.

خطوة 2 اعمل طية بعرض 2cm على طول أحد الحواف، ثم اطو قطعة الورق من المنتصف عند هذا الخط، وكرر ذلك مرة أخرى.

خطوة 3 افتح الورقة وارسم خطوطًا على طول الطيات، وسمِّ الأجزاء على النحو الآتي: تدرج الخواص، الدورات، المجموعات، نصف قطر الذرة، نصف قطر الأيون، طاقة التأين، مقدار الكهروسالبية.

المطويات **استخدم هذه المطوية في القسم 3–2**، ولخص التدرج في خواص العناصر عبر الدورات والمجموعات.

التدريب العملي على التعلم

مصادر تلبي جميع احتياجاتك: بالإضافة إلى مجموعة واسعة من الخيارات التعليمية الموجودة في نسخة كتاب الطالب والمعلم، فإن كتاب الكيمياء يحتوي على قائمة واسعة من مواد الدعم والمصادر. ويقدم بعض هذه المواد طرائق بديلة لتقديم كتاب الكيمياء، وهناك طرائق أخرى تقدم أدوات لتعزيز المفاهيم الأساسية وتقييم تعلم الطلاب، كما تساعد على التوسع وإثراء المادة العلمية. ولعدم وجود الوقت الكافي لديك لاستخدام تلك الطرائق جميعها؛ فإن استخدام بعضها يساعدك على الاستفادة المثلى من الوقت.

دليل التجارب العملية، كتاب الطالب، ودليل المعلم: إذا كنت تريد المزيد من الخيارات على التدريب العملي، فإن دليل التجارب العملية يقدم تجربتين إضافيتين لكل فصل، والتي توفر للطلاب خبرات متنوعة من التجارب العملية التي تعزز مبادئ الكيمياء في كتاب الطالب.

كراسة الملاحظات التفاعلية: كراسة الملاحظات التفاعلية هو دليل تدوين الملاحظات، ويهدف إلى مساعدة الطلاب على النجاح في تعلم محتوى العلوم. وهو يحتوي على أدوات تدوين الملاحظات بناء على نظام كورنيل Cornell لتدوين الملاحظات.

دليل حلول المسائل: يحتوي دليل الإجابات على حلول وإجابات لجميع المسائل التدريبية، وأسئلة تقويم الأقسام، وأسئلة تقويم الفصل ، و المسائل التدريبية الإضافية.

مجموعة شرائح مهارات الرياضيات: وتشمل شرائح مصممة لمساعدة الطلاب على حل المسائل، وكتابة الصيغ، أو المعادلات الموزونة. ويمكن الاطلاع على ورقة العمل الرئيسة لكل شريحة في مصادر الفصل.

مجموعة شرائح التركيز لكل قسم: توفر مجموعة الشرائح الملونة طريقة لبدء تدريس كل قسم من خلال جذب انتباه الطلاب مع الأنشطة الميسرة. فكل قسم يبدأ بشريحة تركيز تتضمن عددًا من الأسئلة.

مجموعة شرائح التدريس: تعزز مجموعة الشرائح التعليمية الملونة المفاهيم الواردة في نص كتاب الطالب. ويمكن العثور على ورقة عمل لكل شريحة في مصادر الفصل. ويمكن الوصول إلى مجموعة الشرائح بأنواعها وعرضها من الموقع: www.obeikaneducation.com

مصادر الفصول: تحتوي مجموعة كتب مصادر الفصول على محتوى فعال، أنشطة مختبرية، وأوراق عمل لتقييم الأنشطة التي من شأنها تعزيز كل طالب في فهم مادة الكيمياء.

السلامة العامة في المختبر

الحاجة إلى السلامة العامة : بناء ثقافة السلامة

يتطلب بناء ثقافة السلامة العامة تطوير أخلاقيات السلامة بالاعتماد على فهم كل من المعلم والطلاب لمسؤولياته، وإيجاد بيئة علمية عملية آمنة. يصعب تعريف أخلاقيات السلامة أو تحديدها بوصفها كيانًا قائمًا بذاته.

ومن المستحيل توقع جميع قضايا السلامة التي يمكن أن يواجهها المعلم عند تدريس منهاج العلوم. تجلب دراسة العلوم مجموعة استثنائية من اهتمامات السلامة العامة للمعلم والطلاب على حدٍّ سواء. ولا يتوقع من المعلم أن يكون خارقًا فيما يقدمه من جهود، ولكن يتوقع منه أن يكون عقلانيًّا، ومتبصرًا حصيفًا نتيجة خبراته في التدريس والتدريب، وفي توقعه لما يتعلق بالسلامة العامة وضبطها بالشكل المناسب. تتضمن أخلاقيات السلامة الرؤية الثاقبة والبراعة في النقد من خلال دروس العلوم التي تُعطى للطلاب. فالحس الحدسي وأخلاقيات السلامة مصاحبان لخبرة المعلم، وهما مفتاحان للحفاظ على سلامة المعلم والطلاب معًا.

مسؤوليات المعلم

هناك اتفاق بين المختصين التربويين على أهمية وفاعلية استعمال منحى الربط بين العمليات العقلية والمهارات اليدوية في عملية تعليم العلوم وتعلمها، والذي وُصِفَ في المعايير الوطنية للتربية العلمية. وينتج عن هذا المنحى للمنهاج تحديات حقيقية في السلامة العامة للمعلمين والطلاب غير الملمين بالمعرفة. ويتفاقم هذا الوضع في المدارس غير المجهزة مختبريًّا ولا تملك التجهيزات اللازمة لتدريس العلوم.

إن الطريقة الوحيدة التي يمكن أن تتأكد بها – بوصفك معلمًا – من سلامة طلابك عند انخراطهم في التعلم النشط للعلوم القائم على الاستقصاء هي التأكد من طرح الاعتبارات الخمسة المهمة الآتية :

- √ أولاً، يجب أن تكون حذرًا عند اختيار النشاط الذي يشغل تفكير الطلاب.
- √ ثانيًا، يجب أن تتأكد من إرشاد الطلاب وفهمهم للمخاطر المصاحبة لهذه النشاطات المختبرية.
- √ ثالثًا، يجب أن تتحقق من أن الطلاب تحت الإشراف المناسب خلال أداء هذه النشاطات.
- √ رابعًا، يجب التيقن من أن جميع الأدوات والمعدات تعمل بانتظام وجاهزة للاستعمال وقت الطوارئ.
- √ خامسًا، من الضروري أن تكون الأجهزة مصونة بشكل جيد.

في كل مختبرات العلوم ستزود بملاحظات السلامة الخاصة بكل نشاط؛ لمساعدتك على طرح بنود السلامة الخمسة التي ذكرت. وتعد مسؤولاً عن عملية توصيل هذه المعلومات بوضوح وتركيز لطلابك قبل البدء في التجارب. كما أن مسؤولية الطلاب تكمن في انعكاس فهمهم لهذه البنود الخمسة عن طريق الكتابة واستعمال نموذج السلامة في المختبر.

يجب أن تكون استجابة الطلاب واضحة ودقيقة بما يكفي، بحيث يمكنك ملاحظة الطالب عندما يضع أهم التفاصيل المتعلقة بالسلامة مستعملاً كلماته الخاصة. وتستطيع بعد ذلك أن توافق على استجاباتهم للسلامة بالإشارة أو التوقيع

في المكان الملائم على النموذج. وتأكد من احتفاظك بهذا النموذج، في ملف خاص. وبهذا فقط تكون واثقًا من إمكانية مواصلة الطلاب للنشاط المختبري بأمان.

ولا يحمي اتباع هذه الخطة الطلاب فقط، بل يحميك أنت أيضًا أيها المعلم عند توثيق ذلك؛ إذ يدل هذا الأمر على أنك تؤدي جميع واجباتك، وإرشاداتك، وتعليماتك، وإشرافك على سلامة وأمن المختبر والمحافظة عليه .

وقد ورد في هذا الدليل الخطوط العريضة الأساسية فقط. والهدف من هذا الجزء من السلامة هو تشجيعك على أن تكون حذرًا في كل ما تقوم به من عمل مع الطلاب. وتعد مسؤوليتك الأولى أن تكون نموذجًا لهم وتغرس أخلاقيات الأمن والسلامة في جميع الاستقصاءات العلمية، وأن تنشر ثقافة السلامة الصفية بين الطلاب.

لقد وضعت رموز الأمن والسلامة العامة في الكثير من نشاطات ومختبرات الطلاب. إن فهم احتياطات الأمن والسلامة وتطبيقها عن طريق ربطها مع هذه الرموز المصاحبة لنموذج السلامة العامة في المختبر يسهم في منع وقوع حوادث للطلاب والمعلم على حد سواء.

التجارب الميدانية

إن مسؤولية المعلم هي فهم قضايا الأمن والسلامة المتعلقة بالعمل الميداني. فمثلاً يجب معاينة وتقويم الموقع الذي يعتزم الذهاب إليه قبل الرحلة الطلابية، من أجل التحقق من عدم وجود مخاطر في المكان كالحشرات السامة، والقراد، والتضاريس.....إلخ، ومدى تحقيقها للأهداف التربوية المرجوة. ويجب استعمال الملابس المناسبة للرحلة وجلب أدوات الحماية أيضًا. كما يجب إعلام الطلاب بأي مخاطر يمكن أن تحدث في موقع الرحلة لتجنبها.

ويجب أيضًا توقيع ولي أمر كل طالب يرغب المشاركة في الرحلة المقررة على نموذج معدٍّ رسميًّا من قبل المدرسة للتأكد من موافقة ولي أمر الطلاب على ذهابه ومشاركته في رحلة المدرسة العلمية. ويجب تنبيه الطلاب مسبقًا بهدف الرحلة وموقعها والحذر من أي مخاطر يمكن أن تنجم عن ذلك. ويجب أن تكون على علم أيضًا بالطلاب الذين يعانون حساسية من شيء محدد، أو لديهم أي مشكلات طبية لأخذ الحيطة والحذر في التعامل مع هذه الحالات. كما يجب أن يتضمن نموذج موافقة ولي الأمر سؤالاً يتعلق بصحة الطلاب لكي تتسنى الفرصة لولي الأمر بيان حالة ابنهم الصحية في النموذج.

تخزين المواد الكيميائية وترتيبها و التخلص من النفايات

إرشادات عامة في خزن المواد الكيميائية وترتيبها

من مسؤولية كل من معلمي العلوم وفنيي المختبرات أن يكونوا على علم ودراية بالإرشادات والتعليمات المتعلقة بتخزين المواد الكيميائية وطرحها، وكيفية التعامل معها. وفيما يلي إرشادات عامة لتخزين المواد الكيميائية وترتيبها.

1. صنف المواد الكيميائية بحسب نوع تفاعلها، وخزّن الأحماض القوية معًا، والقواعد معًا، على أن تكون بعيدة عن الأحماض القوية. كما يجب تخزين المواد الكيميائية المؤكسدة بعيدًا عن المواد القابلة للأكسدة بسهولة، وهكذا.
2. تأكد من تخزين المواد الكيميائية في زجاجات يكتب عليها اسم المادة الكيميائية المخزنة، وتركيزها، ومصدرها، وتاريخ شرائها وتحضيرها، وأي احتياطات تتعلق بكيفية التعامل معها أو تخزينها وتاريخ انتهائها.
3. تخلص من المواد الكيميائية والنفايات التي انتهت مدة صلاحيتها. بالطريقة المناسبة وفقًا للطرائق المناسبة والمتفق عليها.
4. لا تخزن المواد الكيميائية فوق مستوى النظر ولا تضعها على الأرض إطلاقًا.
5. استعمال الرفوف الخشبية أكثر من الرفوف المعدنية على أن تكون هذه الرفوف متينة ومغلقة بإحكام على الحائط، ولها حواف لمنع تدحرج المواد من فوقها.
6. خزن المواد الكيميائية التي تنوي استعمالها فقط.
7. تتطلب المواد الكيميائية الخطرة عبوّات وظروفًا خاصة لحفظها. تأكد أنك تعرف ماهية هذه المواد والممارسات المتبعة في التعامل معها. فربما تحتاج إلى أن تحفظ بعض هذه المواد خارج المبنى.
8. اتبع – وأنت تتعامل مع هذه المواد أو تحضر محاليل معينة – احتياطات الأمن والسلامة العامة التي تتوقع من طلابك اتباعها. وتتضمن ارتداء معطف المختبر والنظارات الواقية، واستعمال القفازات، والعمل في المكان المخصص لشفط الأبخرة كلما دعت الحاجة إلى ذلك.
9. إذا كنت معلمًا حديثًا في المدرسة فعليك مسؤولية تفقد المواد الكيميائية الموجودة في المختبر للتأكد من حفظها بطريقة سليمة. واستعن بالمعلومات المحلية أو الرسمية المتعلقة بتخزين المواد الكيميائية وطرحها.
10. التأكد من وجود بطاقات التعريف على عبوات المواد الكيميائية مدونًا عليها مكوّناتها والأضرار التي تنتج عنها، واسم المصنع الذي أنتجها وعنوانه.
11. خزن المواد الكيميائية المشابهة في الخواص معًا.
12. ضع غرف خزن المواد الكيميائية في أماكن مناسبة بحيث يكون الضرر الناجم عنها في حده الأدنى إذا حدث انفجار أو حريق.
13. اشتمال غرف الخزن على مخرجين وأبواب تغلق ذاتيًا.
14. وضع لافتات على الأبواب مثل: " للموظفين فقط"، أو "مواد ضارة".
15. توفر تهوية جيدة في غرف الخزن لطرد الهواء إلى الخارج.
16. مقاومة مواقع التخزين والرفوف للصدأ.
17. خزن المواد الكيميائية بوضع رأسي (عمودي) وبمعدل لا يزيد على وعاءين أو ثلاثة.
18. حفظ المواد القابلة للاشتعال في أماكن آمنة بعيدة عن مصادر اللهب.
19. حفظ المواد الكيميائية التي تتفاعل مع الماء كالفلزات في أماكن تضمن بقاءها جافة.
20. القيام بعمليات الجرد المستمر للمواد الكيميائية.

21. الإشارة إلى أماكن وجود أدوات السلامة المناسبة داخل غرف التخزين، وهي:

- طفاية حريق مناسبة
- نظارات واقية
- بطانية حريق
- عدّة الانسكاب
- عدة الإسعافات الأولية
- توافر كاشفات دخان.

التخلص من المواد الكيميائية

توجد عدة خطوات مهمة يجب أخذها في الحسبان قبل التخلص من المواد الكيميائية.

أولاً: يجب تحديد المواد التي سيتم التخلص منها، وهي:

- المواد الكيميائية الملوثة أو التي انتهت صلاحيتها.
- المواد الكيميائية التي لا يوجد عليها ملصق واضح.
- المواد الكيميائية الضارة جدًّا عند الاستعمال.

ثانيًا: عقد اتفاقية مع إحدى الشركات الخاصة للتخلص من المواد الكيميائية.

التخلص من الفضلات السائلة

من أكثر الأسئلة التي يطرحها معلمو الكيمياء ما يتعلق بالسوائل التي يمكن طرحها في نظام الصرف الصحي. وفيما يلي بعض الإرشادات:

أولاً: يجب أن تكون متأكدًا من أن ماء المغسلة يذهب إلى وحدة معالجة المياه العادمة وليس إلى جدول أو أي مجرى ماء طبيعي.

ثانيًا: إن أي مادة يجري تصريفها من المختبر يجب أن تغسل بما لا يقل عن 100 ضعفها من ماء الحنفية.

ثالثًا: يجب أن تُبحث أساليب التخلص من المواد الكيميائية مع السلطات المحلية المعنية بذلك.

ويبين الجدول أدناه بعض الأيونات الموجبة والسالبة التي يمكن التخلص منها في المغسلة. لاحظ أنه من المهم معرفة الأيونين الموجب والسالب المكونين لملح ما لكي يكون طرحه آمنًا. ولاحظ أيضًا أنه على الرغم من وجود أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد، إلاّ أن الحموض والقواعد يجب معادلتها قبل التخلص منها. وإحدى القواعد الأساسية في هذا المجال أنه لا يجوز طرح أي محلول تقل درجة حموضته pH عن (3)، أو تزيد على (8) في مياه الصرف الصحي دون معادلته أولاً.

أيونات موجبة	أيونات سالبة
ألومنيوم	بورات
أمونيوم	بروميد
بزموث	كربونات
كالسيوم	كلوريد
نحاس	كبريتات هيدروجينية
هيدروجين	هيدروكسيد
حديد	يوديد
ليثيوم	نترات
مغنيسيوم	فوسفات
بوتاسيوم	كبريتات
صوديوم	كبريتيد
سترنشيوم	رباعي بورات
قصدير	
تيتانيوم	
خارصين	

التخلص من الفضلات العضوية

يمكن طرح المواد العضوية التالية في المغسلة وهي: الميثانول، الإيثانول، البروبانولات، البيوتانولات، البنتانولات، الجلايكول الإيثيلين، الجلسرول، السكريات، الفورمالدهايد، حمض الفورميك، حمض الأستيك، حمض الأكزاليك، أملاح الصوديوم والبوتاسيوم للحموض الكربوكسيلية، الإسترات التي فيها أقل من خمس ذرات كربون، والأسيتون. ويمكن العثور على قوائم أشمل في الكثير من المراجع.

التخلص من النفايات الأخرى

هناك مواد كيميائية لا يمكن طرحها مباشرة فلابد أولاً من معالجتها، ومن ثم طرحها بإحدى الطرائق التالية:

- معالجة الفضلات الكيميائية لتحويلها إلى شكل قابل للصرف مع المياه. ومن الأمثلة على ذلك أيون اليودات، وهو عامل مؤكسد قوي لا يجوز طرحه دون معالجة؛ ولذا فإنه يختزل أولاً إلى يوديد (قابل للطرح) بمفاعلته مع محلول حمضي لكبريتيت الصوديوم الهيدروجيني. ويوجد الكثير من طرائق المعالجة المختبرية للفضلات لتحويلها إلى مواد قابلة للطرح.
- تدوير بعض الفضلات وإعادة استعمالها. فعلى سبيل المثال، يمكن استرجاع فلز الفضة من محاليله، كما يمكن تدوير المذيبات بالتقطير.
- إذا كانت الفضلات غير قابلة للتدوير أو المعالجة إلى شكل قابل للطرح فإنه يجب أن تغلف وتنقل إلى الجهات المختصة في الأماكن المخصصة لاستقبال المواد الكيميائية والفضلات الضارة.
- هناك عمليات كثيرة معروفة لتقليل حجم الفضلات وضررها. ومن ذلك اختزال فضلات الكرومات والدايكرومات في المحاليل إلى محاليل الكروم (III)، والتي تحول بعدها إلى قاعدية، ثم يرشَّح أكسيد الكروم (III) المترسب ويجفَّف ويُسحق، مما يجعله آمنًا جدًّا.
- ومن المهم في أثناء تجهيز الفضلات الضارة للشحن ملاحظة أساليب الحفظ المناسبة، والفصل بين المواد غير المتوافقة.

انسكابات المواد الكيميائية

إذا حدث انسكاب كيميائي في المختبر أو في غرفة التحضير فإن التصرف السريع والسليم من المعلم قد يقلل من احتمالية إصابته أو إصابة الطلاب. ويعدّ انسكاب عبوة حجمها لتر من حمض الهيدروكلوريك مثلاً في المختبر أمرًا خطيرًا. وعلى المعلم في هذه الحالة اتخاذ الآتي:

- إخلاء الطلاب فورًا عبر المخرج الأبعد عن الانسكاب؛ لأن الأبخرة المنبعثة من الانسكاب قد تسبب تلفًا كبيرًا للجسم.
- مساعدة أي شخص مبلّل بالمادة الكيميائية على الوصول فورًا إلى دش السلامة (أو غاسل العيون) بصورة مناسبة.
- تشغيل مروحة الشفط الخاصة بالطوارئ.
- ارتداء ملابس واقية عند التعامل مع الانسكاب، وعدم السماح له بمحاصرتك.
- طلب المساعدة إذا تطلب الأمر ذلك: يجب أن تحتوي خطة السلامة في المدرسة على عناوين المؤسسات التي تساعدك على احتواء المواد الكيميائية وإزالتها. (اعمل ملصقًا بأرقام الهواتف المناسبة لطلب المساعدة في حالة الطوارئ).

مواد السيطرة على الانسكاب

هناك أنواع عدة من المواد التجارية التي تم تطويرها لاحتواء انسكابات المواد الكيميائية وإزالتها. وهي تتراوح بين حشوات ماصة تمتص المواد الكيميائية السائلة بسرعة؛ كالأكياس المسامية المملوءة بسلكات غير متبلورة. ومواد قادرة على معادلة الأحماض أو القلويات المنسكبة.

يوجد في معظم المدارس العامة دلو من البلاستيك سعته 5 جالونات مملوءٌ برمل جاف أو مواد صلصالية جافة. هذه المواد لا تقوم بمعادلة الحمض أو القاعدة، ولكنها تمتص السائل أو تحتويه في مساحة صغيرة. ومن مساوئ استعمال الرمل أنه ثقيل ويصعب نقله.

عند احتواء المادة الكيميائية ومعادلتها يتم استعمال أدوات تنظيف مصنوعة من البلاستيك، أو البروبلين حتى لا تتفاعل الأدوات مع أيّ مواد كيميائية متبقية. ويجب وضع المواد الملوّثة في أكياس بلاستيكية أو حاويات معلّمة بوضوح وتسليمها للموظفين المسؤولين للتخلص منها بصورة ملائمة.

الحماية في المختبر

صُمّمت النشاطات العملية في كتب الكيمياء للتقليل من المخاطر ما أمكن. والتخطيط الجيد والتحضير في ضوء التعليمات الصحيحة المتبعة، يحافظان على الحوادث في حدها الأدنى؛ لذا اتبع الإرشادات التالية في إدارة المختبر:

الحماية الشخصية

يجب استعمال أدوات الحماية الشخصية في أثناء العمل في المختبر وخاصةً عند العمل بمادة ذات خطر محتمل. وهذه الأدوات تشتمل على نظارات واقية للعيون، وقفازات واقية لليد، ومعطف مختبر.

وقاية العيون

البس النظارات الواقية عند تنفيذك التجارب، وخصوصًا التي تستعمل فيها مواد كيميائية خطرة، والتي قد تسبب حدوث أضرار إذا ما تناثرت أو علقت بالعين. والنظارات الواقية تحمي العين من تطاير الغبار الناعم وتناثره، ورذاذ السوائل. ويجب أن تكون النظارات الواقية كبيرة إلى الحد الذي يكفي لحماية العينين وإحكام الإغلاق حولهما. فإذا لم يحكم الإغلاق وجب أن تحتوي النظارات الواقية على حواجب جانبية لمنع تلوث العيون.

معاطف المختبر

صُمِّمت معاطف المختبر لحماية الملابس والجلد من المواد الكيميائية المتناثرة والمنسكبة ومن المواد الحيوية؛ لذا يجب أن تناسب أجسام لابسيها لتوفير الحماية القصوى، ويجب أن تلبس طوال الوقت في المختبر فوق الملابس، على أن تغطي الذراعين والجسم. وعادة ما تكون معاطف المختبر مقاومة للحرق ومصنوعة من القطن أو الورق الخاص، وهي مناسبة للحماية من المواد المتطايرة والآلات الحادة أو الخشنة، والتناثر والانسكاب، والحريق.

القفازات الواقية

تحمي القفازات الأيدي من الحرارة، وتمتص العرق، وتقي الأيدي من أضرار المواد الكيميائية، وتمنع انتقال المخلوقات الحية الدقيقة من شخص إلى آخر. افحص القفازات دائمًا للتحقق من عدم وجود تشققات أو ثقوب فيها. وعند نزع القفازات وأبدأ بالمعصم في اتجاه الأصابع، ولا تسمح لسطح القفازات بملامسة الجلد عند نزعها. قد يكون لدى بعض الطلاب والمعلمين تحسس ضد قفازات اللاتكس أوالمطاط؛ لذا يجب توافر بدائل في هذه الحالة.

القفازات الواقية ووظيفتها

نوع القفازات	الوظيفة
البلاستيك	يقي ضد المواد الحارقة والمهيجة الخفيفة.
اللاتكس	يوفر الوقاية من المواد الحيوية، ويجب استبدال القفازات حال تلوثها. ملاحظة: قد يكون لدى بعض الأشخاص تحسس من اللاتكس، مما يؤدي إلى مشكلات طبية.
المطاط الطبيعي	يقي من الصدمات الكهربائية والمواد الحارقة الخفيفة.
النيوبرين	يستخدم عند العمل بالمذيبات، والزيوت أو المواد الحارقة الخفيفة.
القطن	يمتص العرق، ويلبس تحت قفازات اللاتكس.
الإسبستوس	يعزل الحرارة ملاحظة: قفازات الإسبستوس عليها علامة تحذير تتعلق بمخاطر السرطان، لأنه معروف كمادة مسرطنة.

الحماية من الحريق

يُعد الحريق من أكثر الحوادث المؤسفة في مختبرات العلوم. لذا فإن خط الدفاع الأول ضد الحريق هو منع وقوعه. ويرتكز المنع الفعّال للحريق حول الفهم الكامل للاحتراق والمكوّنات المطلوبة. فما دام هناك هواء فسيكون حدوث الحريق ممكنًا؛ بسبب توافر الأكسجين؛ ولذا فإن إجراءات الوقاية ضد الحريق ترتبط أساسًا بالوقود ومصادر الاشتعال. تُصنَّفُ الحرائق اعتمادًا على الخصائص الكيميائية للوقود إلى:

- الصنف A– المُشتعلات الاعتيادية (كالورق ، والخشب).
- الصنف B– المُذيبات العضوية والقابلة للاشتعال. (كالأسيتون، والكحول، والإيثرات).
- الصنف C– الأسلاك الكهربائية والشحنات الثابتة.

- الصنف D– الفلزات النشطة (كالصوديوم، والبوتاسيوم، والماغنسيوم).

تم اعتماد هذه الرموز لتصنيف أنواع الحرائق، وتم تثبيتها على طفايات الحرائق والأماكن القابلة للاحتراق لتشير إلى الإجراءات السليمة للإطفاء.

يجب الأخذ بالاحتياطات التالية لمنع حدوث الحرائق في غرفة العلوم، والمختبر وغرفة التخزين ومنطقة التحضير:

- تعرف مصادر الاشتعال في منطقة المختبر (كاللهب، والحرارة، والمعدات الكهربائية).
- اشترِ أقل كميات ممكنة من المواد القابلة للاشتعال.
- لا تخزّن السوائل القابلة للاشتعال في الثلاجات العادية. (ولا بد من استعمال ثلاجة مضادة للانفجار).
- خزّن السوائل القابلة للاشتعال في خزائن سلامة مناسبة أو في عبوات آمنة.
- لا تخزّن المواد غير المتوافقة معًا.
- لا تخزّن الإيثرات لفترات طويلة من الزمن (تزيد على سنة)؛ لأنه قد تتكون البيروكسيدات القابلة للانفجار.
- تأكد أن الكوابل والمقابس الكهربائية بحالة جيدة ومؤرضة (متصلة بالأرض) وأن جميع الأسلاك محمية ومعزولة جيدًا. ولا تستخدم الأسلاك المكشوفة غير المعزولة.
- يجب أن يتوافر في كل غرفة صفية، أو مختبر، أو مخزن، أو منطقة تحضير بطانية حريق وطفاية مناسبة.

طفايات الحريق

تعد طفايات الحريق المحمولة والقابلة للنقل أولى الوسائل المستعملة لإطفاء الحريق في معظم المدارس؛ لذا يجب أن توضع طفاية حريق من نوع ABC متعددة الاستعمالات في كل من الغرف الصفية، والمختبر وغرفة التخزين ومكان التحضير. ويُراعى في طفايات الحريق الآتي:

- توضع في مكان واضح يسهل الوصول إليه.
- تُفحص بشكل دوري.
- يستعملها معلمون وطلاب مدربون جيدًا ويُشار إليها بوضوح لتسهل رؤيتها.

بطانيات الحريق

تتطلب السيطرة الفعلية على الحرائق أدوات تحكّم مناسبة مثل بطانية الحريق. حيث تصنع هذه البطانيات من نسيج معالج على نحو خاص، ويجب وضعها في مواقع مناسبة في مختبرات العلوم، حيث تستعمل في الوقاية من المواد الكيميائية الخطرة. ويمكن للطلاب استعمال بطانية الحريق إذا لم يتمكنوا من الوصول إلى دش الأمان .

الحماية من الكهرباء

يجب أن تُراعى الاحتياطات الكافية للحماية الكهربائية في صفوف العلوم والمختبرات وغرف التخزين وأماكن التحضير جميعها. على أن تؤخذ الاحتياطات التالية في الحسبان:

- تركيب قواطع مؤرضة للدوائر الكهربائية للحماية من الصدمات الكهربائية الخطيرة والحرائق الكهربائية؛ وذلك بمنع حدوث تماسات كهربائية.
- تأريض المخارج كلها بالأرض لمنع الحوادث الكهربائية.
- توفير مخارج كافية لكوابل التوصيل. وإذا استخدمت علب أرضية، يجب ألا توضع بالقرب من مصادر الماء أو أماكن استعماله.
- استعمل أدوات حماية ضد ارتفاع التيار لحماية أجهزة الحاسوب والأجهزة الكهربائية الأخرى.
- وضع قواطع الإغلاق للكهرباء، والغاز، والماء في أماكن يسهل الوصول إليها لمن يكون في المختبر.
- تجنب تحميل الدوائر الكهربائية فوق طاقتها.
- استعمال الأدوات الكهربائية من قبل الطلاب تحت إشراف المعلم.
- تجنب استعمال كوابل التوصيل.

- ألا تكون الأسلاك بالية أو مكشوفة.

وعليك معرفة موقعي القاطع الرئيس للكهرباء وعلبة التحكم، وكيفية تشغيلهما. وعند تفعيل برنامج السلامة للمدرسة، يجب أن تكون كل من طريقة التشغيل وأمور السلامة مألوفة لك وللطلاب، ومنها القيام بنشاط يتطلب استعمال جهاز كهربائي.

أجهزة السلامة

بوصفك معلمًا للعلوم، عليك أن تكون على ألفة باستعمال الأجهزة والأدوات التالية وصيانتها:

خزانة الأبخرة (طارد الغازات)

يجب أن يجهّز أي مختبر تستعمل فيه المواد الكيميائية بخزانة أبخرة. ولا بد أن تكون مصممة جيدًا؛ إذ إن أي خزانة أبخرة ذات سرعة منخفضة في تصريف الغازات لا تستطيع أن توفر حماية كاملة لكل ما يحدث فيها، إلا إذا وضعت في غرفةٍ تهويتها جيدة فعندئذٍ تستطيع أن توفر حماية مناسبة، باتباع الإرشادات الآتية:

- اترك منطقة العمل مضاءة باستمرار.
- افحص نظام العادم من حيث اتجاه حركة الهواء إلى داخل الخزانة وإلى أعلى.
- حرك الحاجز الزجاجي الواقي الرأسي إلى أخفض مكان يسمح بإجراء التجربة، على أن يحمي الواقي كلًّا من الرأس والجزء العلوي من الجسم في حال الانفجار، لاقدرّ الله. (يجب استعمال نظارات واقية).
- لا تتخذ من خزانة الأبخرة مكبًّا للنفايات ما عدا كميات بسيطة من المواد الكيميائية المتطايرة.
- لا تخزن المواد الكيميائية والأجهزة في الخزانة.
- حافظ على نظافة فتحات الخزانة من العوائق والأوساخ.
- دع باب المختبر مغلقًا ما لم يشر الصانع إلى غير ذلك.
- ارفع الحاجز الواقي عندما تحتاج إلى تركيب جهاز فقط، ولا تبدأ العمل حتى ينزل الحاجز.
- لا تجعل قوابس كهربائية أو مصادر أخرى قد تنتج شررًا في خزانة الأبخرة عند استعمال مواد كيميائية قابلة للاشتعال، أو تكوّن غازات.
- يجب إغلاق الحاجز عندما لا يعمل نظام العادم.

غاسلات العيون

عند دخول مادة ضارة –لا قدر الله– في عين طالب أو معلم تغسل مباشرة بكمية كبيرة من الماء لتخفيف تركيز المادة الكيميائية فيها، ويراعى بقاء الجفون مفتوحة في أثناء الغسل. ويجب وضع غاسلات العيون التي تستطيع غسل كلتا العينين في وقت واحد داخل كل مختبر أو غرفة التحضير، ويجب أن تحقق غاسلة العيون المعايير التالية:

- ألا يستغرق زمن الوصول إليها أكثر من (10) ثوان.
- مواصفاتها تتفق مع المعايير العالمية.
- أن تكون مزودة بضغط ماء كافٍ لتعمل بصورة صحيحة.
- أن تغسل العينين معًا في وقت واحد.
- استمرار تدفق الماء خلالها مدة (15) دقيقة.
- أن تكون في مكان مناسب يسهل رؤيتها لكي تستعمل حالاً.

ملحوظة: يجب تشغيل غاسلات العيون مدة خمس دقائق مرة كل أسبوع لإزالة أي ملوثات ضارة يمكن أن تتكون أو تنمو فيها.

رشاشات « دشات» السلامة

يجب أن يتوافر دش السلامة في أي مختبر تستعمل فيه المواد الكيميائية الخطرة. وهذا الدش يجب أن يكون:

- مستوفياً للشروط القياسية من حيث الارتفاع، ونمط الرش، ودرجة حرارة الماء، وتدفقه بمعدل 90 لتر/ دقيقة، وبضغط 52 نيوتن/ ملم2.
- له صمام ضبط يمكن أن يستمر في العمل دون حاجة إلى استعمال الأيدي.
- الوصول إليه لا يتجاوز (10) ثوانٍ.

- يوضع في مكان بحيث يكون واضحًا ومرئيًّا.
- واسعًا لدرجة تكفي لاستيعاب الشخص المصاب والمعلم الذي يساعد على عملية الإسعاف.
- لـه مقبض بصمـام ثابت أو سلسـلة ذات حلقة كبيرة يمكن سحبها إلى أسفل عند تدفق الماء.
- تدفق ماء يكفي للاستعمال الفوري .
- تشـغيله مـرة كل أسـبوع لتقليـل التلوث وفحـص ظروف التشغيل المناسبة له.

ملاحظـة: لا تتجـاوز درجة حرارة المـاء الفاتـر درجة حرارة كرة العين (30ْس تقريبًا) في الأجهزة التي تضم غاسل عيون ودشًّا معًا. ويجب ألا يقل تدفق الماء من صمامات مزج الماء الفاتر لغاسل العيون أو للجهاز المصمم على أنه غاسل عيون ودش معًـا عن جالونين في الدقيقة ولا يزيد على (60) جالونًا في الدقيقة.

التهوية

إن توافر نظام تهوية مستمر ومناسب شيء أساسي لبيئة صحية فـي غرف العلوم والمختبرات. والتهوية المناسـبة هي التهوية التي يتم فيها تبديل هواء المختبر ثماني مرات في السـاعة، أما غـرف خزن المواد الكيميائية فيجب أن يسـتبدل هواؤها أربع مرات في الساعة.

وعنـد وجـود خزانة أبخـرة في كل غرفـة تحضير فـإن تبديل الهـواء أربع مرات في السـاعة أمرٌ مناسـب. ويجب أن تكون العوادم جميعها نافذة إلى خارج البناية، لا أن يتم تدوير الهواء داخل نظام تهوية البناية نفسها.

تحتـاج غـرف خزن المـواد الكيميائية إلى أنظمـة تطرد الهواء مباشـرة إلى الخارج (عادةً إلى سـطح المبنى) بعيدًا عن مكان دخـول الهواء النقي. ويجب أن تـزود كل غرفة علوم بمراوح مصممة من أجل التخلص من الدخان والروائح التي تنتج عن الاستقصاءات المختبرية.

الموقف	الاستجابة الآمنة
الحروق	سكب الماء على الإصابة بشكل كثيف.
الجروح والكدمات	اتباع التعليمات والإرشادات الموجودة في صندوق الإسعافات الأولية.
الصدمة الكهربائية	تزويـد المصاب بالهواء المنعش، ووضعـه بشكل مائل بحيث يكون رأس المصاب منخفضًا عن باقي الجسم، وإجراء عملية التنفس الاصطناعي إذا كان ذلك ضروريًّا، وتغطية المصاب ببطانية ليبقى دافئًا.
الإغماء أو الانهيار	استدعاء الإسعاف فورًا.
الحريق	إغلاق صنابير الغاز وإخماد ألسنة اللهب جميعها، ولف الشخص المحترق ببطانية الحريق، واستعمال طفاية الحريق لإخماد النار. واستدعاء رجال الاطفـاء إن لـزم. لا يجب استخـدام الماء لإطفاء الحريـق. لأن الماء ربما يتفاعل مع المواد المحترقة مما يتسبب في ازدياد الحريق.
وجود مادة مجهولة في العين	اغسلهـا بكميـة كبيـرة مـن المـاء مـدة 15 دقيقـة على الأقـل، وقم بإرسال المصاب إلى المستشفى.
التسمم	ملاحظـة العامـل السـام المشتبـه فيـه، والاتصـال بمركـز مراقبـة السموم للحصول على مضاد التسمم (الترياق).
النزف الشديد	استخـدام قفازات مطاطية خاصة، والضغط باليد أو بمادة ضاغطة مباشرة على الجرح، وطلب المساعدة الطبية في الحال.
انسكاب مواد حمضية	غسل المنطقة المصابة بالحمض بكمية كبيرة من الماء، واستخدام رشاش مـاء آمـن، واستخـدام كربونـات الصوديـوم، أو صـودا الخبز (بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$)
حروق قاعدة (القلويات)	استخدام حمض البوريك H_3BO_3، وغسل المنطقة بكمية كافية من الماء.
أجسام حادة تخترق الجلد	لا تنزع الجسم المخترق، واحفظ المصاب ساكنًا، وسيطر على النزف واطلب المساعدة الطبية.

السلامة في المختبر

اتبع الإرشادات الآتية والمتعلقة بالسلامة والقوانين لمساعدتك أنت والآخرين في أثناء الاستقصاءات المختبرية.

أكمل نموذج بطاقة السلامة في المختبر

- يطلب المعلم قبل كل استقصاء تعبئة نموذج بطاقة السلامة في المختبر. وهـذا يبين للمعلم أن الطالب قد قرأ خطوات العمل، وأعد نفسه للقيام بالاستقصاء.
- بعـد أن تراجـع اقتراحـات الطـلاب، قـم بالتصويبـات الضرورية، ثم وقع النموذج.
- اسـتعمل نموذج السـلامة فـي المختبـر لمسـاعدتك على تحضير خطوات العمل، وتحمل مسؤولية سلامتك.

منع الحوادث

- ضـع دائمًا نظـارة واقية تحميك مـن بخار أو تطايـر المواد الكيميائيـة في المختبر، على أن تكون النظارة محكمة على الوجه؛ حتى تمنع دخول أي سائل إلى العينين.
- ارتد معطف المختبر وقفازات مناسبة خلال تنفيذ التجارب العملية.
- لا تجعـل يديـك تلمس عينيك ووجهك وفمـك أثناء تنفيذ التجارب العملية.
- لا تنتعل حذاءً مفتوحًا في أثناء العمل في المختبر.
- عدم لبس الطالبات الحلـي أو المجوهرات في أثناء العمل في المختبر خوفًا أن تتأثر بالمواد الكيميائية المسـتعملة في المختبر.
- تجنب ارتداء الملابس الفضفاضة.
- تربط الطالبة شعرها إذا كان طويلاً وراء ظهرها ليكون بعيدًا عن اللهب والأدوات.

بطاقة السلامة في المختبر

الاسـم : .....

التاريخ : .....

نـوع التجربة : تجربة استهلالية، تجربة، مختبر الكيمياء

عنوان التجربة : .....

اقرأ التجربة كاملة، ثم أجب عن الأسئلة التالية :

1. ما الهدف من الاستقصاء؟

.....

.....

.....

2. هل ستعمل مع زميل أو ضمن مجموعة؟ مع زميل ، ضمن مجموعة.
3. هل خطوات العمل من تصميمك الخاص؟ نعم ، لا
4. صف إجراءات السلامة والتحذيرات الإضافية التي يجب أن تتبعها خلال تنفيذك الاستقصاء.

.....

.....

.....

5. هل لديك مشاكل في فهم خطوات العمل أو رموز السلامة في المختبر؟ وضّح.

.....

.....

.....

- لا تسـتعمل رذاذ الشعر، ولا أي مسـتحضرات أخرى قابلة للاشـتعال؛ لأن هذه المواد تشـتعل بسـرعة إذا كان اللهب قريبًا.
- لا تـأكل ولا تشـرب أو تمضـغ اللبـان فـي أثنـاء العمل في المختبر.
- التصرف اللائق متوقع في المختبر؛ فالمزاح والتصرف غير المسؤول يؤدي إلى حوادث وإصابات.
- أخبر معلمك عن أي مشـكلات صحية أو تحسـس قد يؤثر في مشاركتك في المختبر.

اتبع خطوات العمل في المختبر

- ادرس جميع خطوات العمل قبل أن تبدأ الاستقصاء المختبري. واستفسر عن أي جزءٍ من خطوات العمل إذا لم تفهمه.
- راجع رموز السلامة المرتبطة مع الاستقصاء، وافهمها جيداً. واتخذ الجدول، الموجود صفحة (31) من هذا الدليل مرجعًا لك لتعرف رموز السلامة.
- لا تبدأ أي نشاط حتى يوجهك المعلم لما يجب أن تفعله.
- استعمل أدوات المختبر وفق الغرض الذي صُمّمت لأجله فقط.
- اجمع المواد والأدوات جميعها، واحملها إلى مكان العمل قبل بدء التجربة.
- استعمل الكمية التي تحتاج إليها فقط من المواد الكيميائية.
- تخلص من المواد أو أعد تدويرها بعد الانتهاء من التجربة.
- تعلّم واتبع طرائق عمل أجهزة المختبر واستعمالها، كالميزان، والمجهر، واللهب وغيرها.
- أمسك بالوعاء بعيدًا عنك وحرك بخار المادة في اتجاه أنفك إذا طلب إليك شم مادة كيميائية.
- لا تتذوق أو تلمس أو تشم المواد الكيميائية الموجودة في المختبر.
- اجعل الأنبوب الزجاجي الذي تسخنه أو الوعاء الذي تغسله في اتجاه بعيدًا عنك وعن زملائك.
- لا تستبدل بأي مادة مذكورة في التجربة مادة أخرى إلا إذا طلب إليك معلمك ذلك.
- لا تخرج أي مادة كيميائية خارج المختبر.

تنظيف المختبر

- أطفئ الأنوار، وأغلق صنابير الماء والغاز، وافصل جميع مصادر الكهرباء.
- نظّف الأجهزة كما يرشدك معلمك، وأعد المواد والأدوات إلى أماكنها .
- تخلص من جميع المواد بشكل صحيح، وضع الأشياء المستهلكة في وعاء النفايات المخصص لذلك. ولا تسكب السوائل في المغاسل ما لم يرشدك معلمك إلى ذلك.
- اغسل يديك بالماء والصابون بعد كل نشاط وقبل نزع النظارات الواقية.

تعلم كيف تعالج حالات الطوارئ

- أخبر مدرسك فورًا عن أي خلل، كالحريق والإصابة الجسدية والصدمة الكهربائية وكسر الأدوات الزجاجية وانسكاب المواد الكيميائية وغيرها.
- لا تحاول تنظيف ما انسكب من أي مادة كيميائية ما لم يطلب منك ذلك؛ ففي معظم الحالات سيقوم معلمك بتنظيف ما انسكب.
- اعرف طريقة الاستعمال الصحيحة لكل من طفاية الحريق، ورشاش الماء، وأدوات الإسعاف الأولي، ومنبه الحريق ، وموقع كل منها.

أخبر مدرسك فورًا، واغسل عينيك وجلدك بالماء إذا لامست المواد الكيميائية عينيك أو جلدك.

إذا أصيب أحد أو تعب في أثناء العمل في المختبر، يجب أن يجرى له إسعاف أولي من قبل شخص محترف مدرب طبيًّا.

كن مسؤولاً

نظرًا إلى أن مدرسك لايستطيع توقع كل خطر قد يحدث، ويتعذر عليه البقاء في كل مكان في الغرفة طوال الوقت؛ فعليك أن تتحمل مسؤولية الحفاظ على سلامتك. وهناك تعليمات عامة ينبغي عليك مراعاتها في كل مختبر علوم.

فيجب أن:

- تراجع رموز السلامة في المختبر وتعرف ماذا تعني.

- تتبع جميع توجيهات مدرسك من أجل السلامة، وتتأكد من فهمك للأخطار كافة في التجربة.
- تكون قادرًا على شرح هدف التجربة.
- تكون قادرًا على تفسير وعرض جميع عمليات الطوارئ، مثل :
- كيف تخلي الغرفة في أثناء الطوارئ.
- كيف تستجيب لأي طارئ كيميائي.
- كيف تتعامل مع طوارئ الحريق.
- كيف تنجز استقصاءً علميًّا بأمان.
- كيف تتوقع بعض الأخطار المتعلقة بالسلامة وتكون مستعدًّا لمواجهتها.
- كيف تستعمل الأجهزة بشكل صحيح وآمن.
- كيف تكون قادرًا على تحديد موقع جميع أجهزة السلامة كما يوجهك مدرسك، ومنها:

■ طفاية الحريق.

■ بطانية الحريق.

■ أجهزة وقاية العيون (نظارات السلامة وقناع الوجه).

■ مكان غسل الوجه.

■ رشاش الماء.

■ كن متأكدًا من أي أمر يتعلق بالسلامة قبل البدء في أي استقصاء.

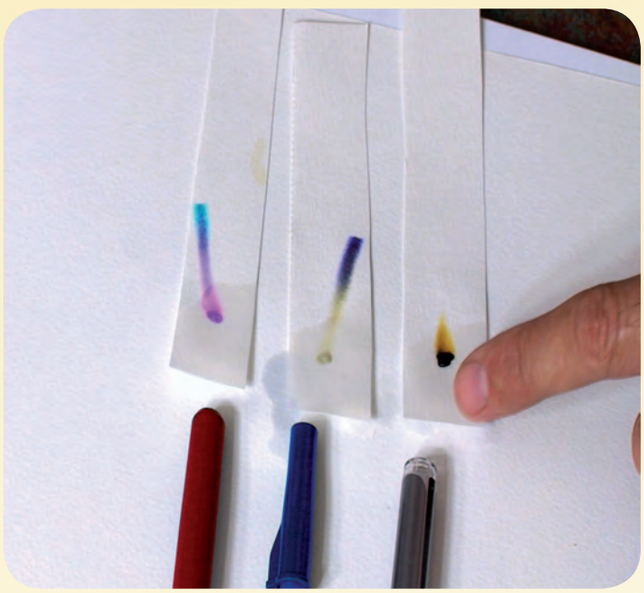
كروماتوجرافيا الورقة

تستعمل كروماتوجرافيا الورقة كثيرًا في مختبرات العلوم، وتعد من طرائق فصل المخاليط إلى مكوناتها. وتتطلب هذه العملية صفائح رقيقة من الألومنيوم أو الحديد مغطاة بمادة فصل (يستعمل أكسيد الألومنيوم في الغالب)، وأحيانًا تستخدم أوراق السليلوز. وتعتمد عملية فصل المخلوط إلى مكوناته على تباين حركتها على طول سطح ورقة الفصل.

وهناك خطوات عامة تتبع في كروماتوجرافيا الورقة:

1. تجهيز ورق الفصل.
2. اختيار مذيب فصل مناسب له القدره على إذابة العينة.
3. توضع العينة المذابة المراد فصلها في صورة خط أو نقطة في أسفل ورقة الفصل وتبعد مسافة لا تقل عن 2 cm عن حافتها السفلى.
4. تغمس ورقة الفصل بعد وضع العينة عليها في المذيب، على أن يكون مستوى المذيب دون مستوى العينة على الورقة.

فعلى سبيل المثال، يمكن فصل صبغة الكلوروفيل من أوراق النبات بواسطة كروماتوجرافيا الورقة، كما يظهر في الصورة. توضع نقطة من مستخلص الكلوروفيل المذاب في الكحول على أسفل ورقة الفصل وعلى بعد 2 cm من حافتها السفلى، ثم تغمس ورقة الفصل بعد وضع العينة عليها في كمية مناسبة من الكحول، بحيث يكون مستوى الكحول في الكأس دون مستوى عينة الكلوروفيل على الورقة. ستمتص ورقة الفصل الكحول، وفي أثناء جريانه سيجرف معه مكونات المخلوط؛ إلا أن المواد التي تنجذب بقوة من قبل مادة الفصل ستتحرك ببطء. أما المواد القليلة الانجذاب من قبل مادة الفصل فستتحرك أسرع. وستنفصل مكونات مستخلص الكلوروفيل في صورة أشرطة ملونة تظهر على ورقة الفصل.



طريقة استعمال الكواشف

تستعمل الكواشف لفحص وجود أنواع معينة من المواد الكيميائية . والجدول الآتي يبين الكواشف الشائعة الاستعمال، ماذا تفحص؟ وكيف تتفاعل؟

الكواشف		
الكاشف	علامَ يدل في المحلول؟	التفاعل
ورق تباع الشمس	حامض أو قاعدة	• ورق تباع الشمس الأحمر يتحول إلى أزرق إذا كان المحلول قاعديًا. • ورق تباع الشمس الأزرق يتحول إلى أحمر إذا كان المحلول حمضيًا.
ورق pH	الرقم الهيدروجيني	• يتغير لون الورقة عند غمسها أو المسح عليها بالمحلول ويقارن لونها بعد ذلك بالألوان القياسية العالمية لتقدير درجة الحموضة.
بروموثيمول الأزرق	وجود ثاني أكسيد الكربون	• يتحول إلى اللون الأصفر بوجود ثاني أكسيد الكربون. • يتحول من الأصفر إلى الأزرق إذا أزيل ثاني أكسيد الكربون.
محلول فينولفثالين	وجود ثاني أكسيد الكربون أو محلول قاعدي	• يتحول من عديم اللون إلى اللون الزهري الفاقع بوجود كلتا المادتين.
محلول بندكت	وجود السكريات البسيطة عندما يسخن	• تركيز عالٍ من السكر، يتحول من اللون الأزرق إلى الأحمر . • تركيز منخفض من السكر، يتحول من الأزرق إلى الأصفر.
محلول بيوريت	وجود البروتين	• يتحول من الأزرق الفاتح إلى الأرجواني.
محلول لوجول	وجود النشا	• يتحول من اللون البني الغامق إلى الأزرق المسود.

تحضير المحاليل المختبرية

لإجراء التجارب الكيميائية كالنشاطات الاستهلالية والمختبرات الصغيرة يلزم تحضير محاليل كيميائية، ويمكن تحضير هذه المحاليل بسهولة وسرعة وأمان.

تحذيرات: اقرأ ملصق المخاطر على عبوة كل مادة كيميائية، واتبع احتياطات السلامة عند استعمال المادة. وعند تحضير المحاليل، البس قفازات مقاومة للمواد الكيميائية، ونظارات واقية، ودرعًا واقيًا للوجه إذا تطلب الأمر ذلك. وبالإضافة إلى ذلك كله فإن الأبخرة السامة التي تطلقها بعض المواد الكيميائية، وخصوصًا الأحماض المركزة، تتطلب أن تُفتح وتُستعمل فقط في خزانة الأبخرة أو في غرفة جيدة التهوية (يتغير فيها الهواء أكثر من 8 مرات في الساعة).

ستمكنك الأدوات الآتية من تحضير المحاليل على نحو صحيح، وفعال، وآمن:

ميزان، كؤوس مقاومة للحرارة سعة (250 ml، 150 ml، 100 ml، 1000 ml، 600 ml، 400) ml، مخابير مدرجة زجاجية سعة (50 ml، 500 ml، 100 ml)، دوارق حجمية مقاومة للحرارة سعة (1000 ml، 500 ml، 250 ml، 100 ml)، قمع زجاجي بساق قياسية، بولي بروبلين polypropylene مسحوق بلاستيكي، قضيب تحريك زجاجي، قارورة غسيل بلاستيكية (للماء المقطر أو الخالي من الأيونات).

أما الأدوات الإضافية التي يمكن أن تختصر الوقت والجهد فتتضمن محراكًا مغناطيسيًّا، وقضبان تحريك مغناطيسية، ومسترجع قضبان التحريك.

ولأن ماء الصنوبر يحتوي على معادن وغازات مذابة يمكن أن تؤدي إلى تفاعلات غير مرغوب فيها فإنه يجب عليك تحضير أغلب المحاليل مستعملاً الماء المقطر؛ لأنه يخلو من المواد غير العضوية، والمواد المعلقة، وأغلب الملوّثات العضوية.

ستجد أن المحاليل اللازمة للتجارب والعروض العملية في كتاب الطلاب قد حددت بكميتها وتركيز المذاب فيها. وتشتمل وحدات التركيز على المولارية (M)، والنسبة المئوية بالكتلة، والنسبة المئوية بالحجم.

المولارية

خطوات تحضير محلول من مادة كيميائية صلبة

لتحضير محلول من مادة كيميائية صلبة في مذيب ما بتركيز محدد عليك معرفة كتلة المذاب المطلوب إذابته في حجم معين من المذيب.

ويمكنك ذلك بحساب عدد المولات باستخدام المعادلة التالية:

المولارية = (mol/l)

$$\text{Molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{volume of solution (L)}}$$

ثم تعوض عدد مولات المذاب في المعادلة أدناه لحساب كتلة المذاب:

عدد مولات المذاب =

مثال: حضر محلولاً حجمه 100 ml من كبريتات النحاس المائية $CuSO_4.5H_2O$ تركيزه 0.0500 M

1. احسب عدد مولات $CuSO_4.5H_2O$ المطلوبة

$$\text{moles/l} = \text{Molarity} \times \text{volume}$$
$$= 0.0500 \times 0.10\,\text{l}$$
$$= 0.0050\ \text{ml}$$

2. احسب كتلة $CuSO_4.5H_2O$

$$= 0.00500\ \text{mol}\ CuSO_4.5H_2O \times \frac{249.689\ CuSO_4.5H_2O}{1\ \text{mol}\ CuSO_4.5H_2O}$$
$$= 1.25\text{g}\ CuSO_4.5H_2O$$

3. قس 1.25 g $CuSO_4.5H_2O$ بالميزان، وضعها في كأس زجاجية سعتها 50 ml. وأضف إليها أدنى كمية ممكنة من الماء المقطر لإذابتها جيدًا، ثم استعمل القمع لنقل المحلول إلى دورق حجمي سعته 100 ml . اغسل الكأس عدة مرات بالماء المقطر، ثم أضف الناتج في كل مرة إلى الدورق الحجمي، بحيث لا يتجاوز حجم الماء العلامة المثبتة على الدورق الحجمي، (يغسل الكأس لضمان نقل جميع المادة إلى الدورق الحجمي).

تحضير المحاليل المختبرية

4. أضف ماء مقطرًا إلى المحلول حتى يصبح حجم الماء في الدورق الحجمي دون العلامة قليلاً، ثم استعمل القطارة لإضافة قطرات من الماء المقطر إلى أن يصل إلى مستوى العلامة على الدورق الحجمي.

تحضير المحاليل بطريق التخفيف

مثال: حضِّر 500 ml من محلول H_2SO_4 المائي بتركيز 3.0 M من تخفيض محلول H_2SO_4 الذي تركيزه (18.0 M)

1. ينبغي معرفة الحجم الذي تحتاج إليه من المحلول الأصلي. ويمكنك ذلك من خلال العلاقة:

تركيز المحلول (M_1) × حجم المحلول (v_1) =

تركيز المحلول (M_2) × حجم المحلول (v_2)

$$M_1 v_1 = v_2 M_2$$

قبل التخفيف = بعد التخفيف

وبالتعويض عن v_2, M_1, M_1 في المعادلة:

$$=(18.0\,M)\ (v_1) = (3.0\,M)\ (500.0\,ml)$$

$$v1 = 83\ ml$$

2. أحضر دورقًا حجميًّا سعته 500 ml، واملأه إلى منتصفه بالماء المقطر، ثم أضف بحذر 83.0 ml من محلول H_2SO_4 الذي تركيزه 3.0 M إلى الماء المقطر في الدورق الحجمي.

3. حرك الدورق بصورة دائرية، أو حرك المحلول بعصا تحريك زجاجية.

تحذير: أضف الحمض المركز دائمًا إلى الماء وليس العكس.

4. بعد أن يبرد المحلول إلى درجة حرارة الغرفة أضف إليه ماء مقطرًا حتى يصل إلى مستوى دون العلامة المثبتة على الدورق، ثم أضف قطرات من الماء المقطر بالقطارة حتى يصل مستوى المحلول إلى العلامة المثبتة على الدورق الحجمي.

التراكيز المولارية لمحاليل الأحماض والقواعد المركزة الشائعة الاستعمال مذكورة أدناه:

أ- هيدروكسيد الأمونيوم 14.8 M, (NH_4OH)

ب- حمض الهيدرو كلوريك 12 M , (HCl)

ج- حمض النيتريك 15.8 M , (HNO_3)

النسبة المئوية بالكتلة

ويمثل هذا التركيز عدد جرامات المذاب في كل 100 g من المحلول.

خطوات تحضير محلول إذا أعطيت النسبة المئوية بالكتلة للمذاب .

مثال: حضر 300.0 g من محلول NaCl المائي بتركيز 0.01 % بالكتلة.

1. احسب كتلة NaCl المطلوبة:

$$\frac{10.0\ g\ NaCl}{100\ g\ Solution} \times 300.0\ g\ Solution$$

$$= 30.0\ g\ NaCl$$

2. احسب كتلة الماء المطلوبة.

$$300.0\ g\ Solution - 30.0g\ NaCl = 270.0\ g\ Water$$

3. حضر المحلول بإذابة 30.0 g NaCl في 270.0 g من الماء.

ملاحظة: لأن كثافة الماء تساوي 1.00 g/ml يمكنك قياس 270.0 ml من الماء في مخبار مدرج بدلاً من وزن 270.0 g بالميزان.

النسبة المئوية بالحجم

يمثّل هذا التركيز عدد مليلترات المذاب لكل 100 ml من المحلول .

خطوات تحضير المحلول إذا أعطيت النسبة المئوية بالحجم المذاب

مثال: حضر 75.0 ml من محلول الإيثانول المائي C_2H_5OH بتركيز 50 % بالحجم.

1. احسب حجم الإيثانول C_2H_5OH المطلوب.

$$\frac{50.0\ ml\ C_2H_5OH}{100\ ml\ Solution} \times 75\ ml\ Solution$$

$$= 37.5\ ml\ C_2H_5OH$$

2. حضر المحلول بخلط 37.5 ml C_2H_5OH بكمية كافية من الماء المقطر لعمل 75.0 ml من المحلول.

تحضير محاليل أخرى

من المهم جدًّا استعمال أساليب مختبرية آمنة عند التعامل مع المواد الكيميائية. فكثير من المواد قد تظهر غير ضارة؛ ولكنها في الحقيقة سامة، أو تسبب تآكلاً، أو أنها شديدة التفاعل. يجب تجنب ابتلاع المواد الكيميائية. وتأكد من استعمال الأساليب المناسبة لشم المحاليل أو المواد الأخرى. والبس دائمًا النظارات الواقية والقفازات ومعطف المختبر. وخذ في الحسبان الاحتياطات الآتية:

1. المواد السامة والسوائل المسببة للتآكل، أو الأبخرة تستعمل في أماكن جيدة التهوية أو في خزانة طرد الغازات؛ ومن هذه المواد حمض الخليك، وحمض النيتريك، وحمض الهيدروكلوريك، وهيدروكسيد الأمونيوم.
2. مواد سامة تسبب تآكلاً للعيون والرئة والجلد؛ ومنها: الأحماض، وماء الجير، وكلوريد الحديد (III)، والقواعد، ونترات الفضة، واليود، وبرمنجنات البوتاسيوم.
3. مواد سامة إذا ما ابتلعت أو استنشقت أو امتصت خلال الجلد. ومنها حمض الخليك الثلجي (المركز)، مركبات النحاس، كلوريد الباريوم، مركبات الرصاص، مركبات الكروم، مركبات الليثيوم، كلوريد الكوبالت (II)، مركبات الفضة.
4. أضف الحمض إلى الماء دائمًا، ولا العكس.
5. عند إضافة حمض الكبريتيك وهيدروكسيد الصوديوم إلى الماء، ستنطلق كمية كبيرة من الحرارة، وتتفاعل فلزات الصوديوم بقوة مع الماء؛ لذا كن حذرًا جدًّا عند تعاملك مع أي من هذه المواد.

محلول اليود / صبغة اليود: خفف جزءًا واحدًا من محلول لوجول (Lugol) مع 15 جزءًا من ماء.

محاليل فحص الكحول: البس النظارة الواقية والقفازين والمعطف. وفي خزانة طرد الأبخرة، ضع 20 g من مسحوق دايكرومات البوتاسيوم في وعاء زجاجي، وأضف إليه 20 ml من محلول مركز من حمض الكبريتيك، وحرّكه باستعمال ساق تحريك زجاجية حتى يذوب المسحوق، ثم صب المحلول ببطء وحذر في 60 ml ماء مقطر في دورق زجاجي، واستمر في التحريك. سيصبح المحلول ساخنًا جدًّا، اتركه حتى يبرد. قد يترسب المسحوق بعد التبريد. لذا رشح السائل فقط في زجاجة ذات قطارة ليسهل استعماله من قبل الطلاب. وتكون مدة صلاحية المحلول سنة واحدة.

محلول صودا الخبز (بيكربونات الصوديوم): لتحضير محلول تركيزه 0.25 %، أذب 0.5 g من مسحوق الخبز (كربونات الصوديوم الهيدروجينية) في 200 ml من الماء.

محلول بندكت: أذب 173 g من خلات الصوديوم و 100 g من كربونات الصوديوم في 700 ml ماء ساخن. رشح السائل فقط، ثم أذب 17.3 g من كبريتات النحاس في 100 ml من الماء المقطر، ثم أضفها ببطء إلى المحلول الأول. وأضف إليه ماءً مقطرًا، وأكمل الحجم إلى 1 لتر .

بروموثيمول الأزرق: أضف 0.5 g مسحوق بروموثيمول الأزرق إلى 500 ml ماء مقطر لعمل المحلول القياسي لبروموثيمول الأزرق. ثم خفف 40 ml من هذا المحلول القياسي في لترين من الماء المقطر، لاحظ أن المحلول ذو لون أزرق فاتح. وإذا لم يكن كذلك فأضف إليه نقطة أو نقاطًا من هيدروكسيد الصوديوم على أن تحرك المحلول جيدًا بعد كل قطرة حتى يصبح لونه أزرق فاتحًا.

محلول لوجول: أذب 1g من يوديد البوتاسيوم في 100 ml ماء مقطر؛ ثم أضف إليه 5 g من اليود وذوّبها، واحفظ المحلول في زجاجة معتمة؛ إذْ يمكن حفظه إلى ما لانهاية.

صبغة أزرق الميثيلين: أذب 1.5 g من الميثيلين الأزرق في 100 ml كحول إيثيلي، ثم خفف 10 ml من المحلول بإضافتها إلى 90 ml ماء.

تحضير المحاليل المختبرية

محلـول النشا: لتحضير محلول نشـا تركيزه 1% أضف 1 g من محلول نشـا الذرة غير اللـزج، و50 ml من الماء البارد إلى لتر واحد من الماء المغلي، وحركه واتركه ليبرد قبل الاستعمال.

الكونغـو الأحمر: أضـف 0.1 g من بودرة الكونغو الأحمر إلى 50 ml من الماء المقطر.

الكحـول الإيثيلي المخفف: أضف 2 ml من الكحول الإيثيلي إلى 98 ml من الماء المقطر. حركه قبل الاستعمال.

دواء السعال المخفف: أضف 2 ml من دواء السعال إلى 98 ml من الماء المقطر، وحركه جيدًا قبل الاستعمال.

محلـول سمـاد: لعمـل 1% محاليل سـماد أضف 1g من سـماد 5–10–5 إلى 99 ml من الماء المقطر، ولعمل 0.1% تخفيفات متتابعـة، امزج 1ml من 1% من المحلول مع 9 مل ماء، ولعمل 0.01% تخفيفـات متتابعة، امزج 1 ml من المحلول 0.1% مع 99 ml ماء.

محلـول الجيلاتين: أضف 1 g جيلاتين الى 20 ml ماء، وأضف بعدهـا 10 ml مـاء سـاخن وليس مغليًّـا للتذويب، وبـرّده إلى درجة حرارة الغرفة قبل الاستعمال.

محلـول الجلوكـوز: لعمـل محلول جلوكـوز 1%، أذب 1 g من الجلوكوز في 99 ml ماء.

محلـول الصمغ العربي: أذب 1 g من الصمغ العربي في 100 ml ماء دافئ، وبرّده إلى درجة حرارة الغرفة قبل الاستعمال.

محلـول حمـض الهيدروكلوريـك (HCl): لعمـل محلـول 10% أضـف 27 ml من حمض الهيدروكلوريـك المركز إلى 73 ml مـاء مع التحريـك. لعمل محلـول 0.1 mol، أضـف 1 ml من حمض الهيدروكلوريك المركز إلى 100 ml ماء مع التحريك.

محلـول ميثيـل سليلوز: أضف 20 g من ميثيل سـليلوز إلى 40 ml ماء مقطر يغلي؛ واتركه مدة 30 دقيقة، ثم أضف 40 ml ماء مقطر، وحركه حتى يتجانس، و عندئذٍ سيكون المحلول كثيفًا جدًّا.

المحلـول البنكرياسـي: ضـع بنكريـاس خـروف أو ماعـز في الخـلاط مـع 150 ml كحـول إيثيلـي 30%. واخلطه ثـم اترك المحلـول مـدة 24 سـاعة مع التحريـك على فتـرات. واعصر المحلـول من خلال شـاش قماش ثم رشـحه. اعمل محلولاً متعادلاً بإضافة هيدروكسـيد البوتاسيوم KOH حتى تصل إلى نقطة التعادل ثم استعمل 0.5 % كربونات الصوديوم.

محلـول كلوريـد البوتاسيـوم (KCl): لعمل محلـول 0.5 mol، أذب 3.73 g مـن كلوريد البوتاسـيوم فـي 60 ml ماء مقطر، ثم أضف إليه ماء مقطرًا لعمل حجم نهائي يساوي 100 ml.

محلول ملح الطعام (NaCl): لعمل محلول ملحي 3.5% والذي يشابه تركيز مياه البحر أذب 35 g ملح في 965 ml ماء. ولعمل محلـول 1%، أذب 1 g من الملح فـي 99 ml من الماء. ولعمل محلـول 3% أذب 3g ملح في 97 ml مـاء. ولعمل محلول 5% أذب 5g مـن الملـح فـي 95 ml من الماء. ولعمـل محلول 6% أذب 6 g من الملح في 94 ml ماء.

محلول نترات الفضة: أضف 4 g من نترات الفضة إلى 250 ml ماء مقطر.

محلول هيدروكسيـد الصوديوم (NaOH): لعمل محلول 1%، أذب 1g مـن هيدروكسـيد الصوديـوم فـي 99 ml مـن المـاء. لتحضيـر 0.04% بالتخفيـف المتتابـع اخلـط 4 ml من محلول 1% بـ 96 ml ماء.

محاليـل متباينـة الرقـم الهيدروجينـي (درجـة الحموضـة): لتحضيـر محاليـل حمضيـة، أضـف 50 ml مـن 0.1 mol مـن حمـض الهيدروكلوريـك إلـى 450 ml ماء مقطـر، ثم افحص الرقـم الهيدروجينـي وأكمـل تخفيـف المحلـول حتى تصل إلـى الرقم الهيدروجيني المطلوب. واعمل الشـيء نفسـه مع هيدروكسيد الصوديوم لعمل محاليل أساسية متنوعة.

ميـاه بركة معقمة: رشـح ميـاه بركة وضعها في إناء مسـطح، اغله مدة 15 دقيقة، ثم اتركه حتى يبرد قبل الاستعمال.

محلول السكروز: لعمل محلول سـكروز 1%، أذب 1g سكروز فـي 99 ml مـاء. ولعمـل محلـول سـكروز 2% أذب 2g مـن

السكروز في 98 ml ماء. ولعمل محلول سكروز 5% أذب 5g من السكروز في 95 ml ماء. ولعمل محلول سكروز 10% أذب 10 g سكروز في 90 ml ماء. ولعمل محلول 20% أذب 20g من السكروز في 80 ml ماء. ولعمل محلول سكروز 30% أذب 30 g من السكروز في 70 ml ماء. ولعمل محلول سكروز 40% أذب 40 g من السكروز في 60 ml ماء .

محلول سكري: أضف ملعقة طعام من السكر إلى كوب واحد من الماء الدافئ في إناء عميق، وحرّكه حتى يذوب.

محلول تترازوليوم: أذب جرامًا واحدًا من كلوريد -2، 3، 5 ثلاثي فينيل تترازوليوم في 100 ml ماء، واحفظه في زجاجة معتمة.

محلول التبغ: اطحن التبغ في سيجارة واحدة، واعمل منه بودرة ناعمة. امزج البودرة مع 100 ml من 1% محلول جلوكوز.

محلول بولي (صناعي) عادي: أضف ملعقة شاي واحدة من الملح، وأضف 4 نقط من ملون الطعام الأصفر إلى 500 ml من مياه الصنبور (الحنفية)، وحركه حتى يذوب. غير الطبيعي: أضف ملعقة شاي واحدة من الملح، وملعقتي شاي من الجلوكوز أو العسل، ثم أضف 4 نقاط من ملون الطعام الأصفر إلى 500 ml من ماء الصنبور، وحرّكه حتى يذوب.

مزرعة الخميرة: أضف $\frac{1}{5}$ كيس من خميرة الخبز إلى 200 ml من الماء المقطر.

قائمة المواد والأدوات

يمكن أن تساعدك هذه القائمة للأدوات والمواد غير المستهلكة – والتي يمكن الحصول عليها بسهولة– على التحضير طوال السنة. لذا ارجع إلى المخطط التنظيمي في بداية كل فصل لتتعرف المواد والأدوات المطلوبة لكل نشاط مختبري فيه.

المواد والأدوات غير المستهلكة				
مصدر تيار 110 فولت	مسطرة	قمع للمسحوق	وعاء سعته 100 ml	نماذج كيميائية (الكرات والأعواد)
أنابيب طيف (Ne, H_2)	ميزان	مصدر طاقة لأنابيب الطيف	بوتقة	سحاحة
شريحة محزوز الحيود	أنابيب اختبار	قطعة نقود نحاسية	مثلث خزفي	أميتر
شوكة	قلم للكتابة على الزجاج	ملقط	قضيب تحريك	مقص
حامل أنابيب	جهاز الموصلية الكهربائية	فولتميتر	جهاز تسخين	شبكة معدنية
سدادات مختلفة الأحجام، بثقب وبثقبين	وعاء زجاجي	حامل حلقة ومثبت	كرة مطاطية	برادة حديد
مطرقة صغيرة	مصباح كشاف	لهب بنزن	أكواب زجاجية وبلاستيكية	أنابيب زجاجية ومطاطية
مخابير مدرجة 10 ml, 25 ml, 100 ml	الدوارق المخروطية 25 ml,150 ml 400 ml, 500 ml	ماسك بواتق	ملعقة احتراق	ملعقة صغيرة
ماصة بأحجام مختلفة	أسلاك توصيل	وعاء معدني	عدسات مكبرة	بطاقات فهرسة لأول 20 عنصر في الجدول الدوري

المواد والأدوات المستهلكة

صندوق مغلف	مناديل ورقية	قطعة صوف أو حرير	مناشف ورقية	براغي
قطع خشبية	شمع البرافين	أسلاك توصيل	خيوط	طبق ألومنيوم
بالونات	مسامير	لفة كبريت	أقراص علك	طباشير
ملون طعام	بلورات ملح	أطباق بلاستيكية	ماء صنبور	أوراق للوزن
بطاقات فهرسة	سكر بلورات ومسحوق	ماء مقطر	أقلام ملونة	خيط مطاطي

المواد الكيميائية

هيدروكسيد الصوديوم	محلول ميتافاندات الأمونيوم NH_4VO_3	خارصين	حمض الهيدروكلوريك HCl
كربونات الصوديوم الهيدروجينية	كلوريد الزئبق II	محلول كلوريد الصوديوم	كلوريد ماغنسيوم $MgCl_2$
محلول سليكات الصوديوم Na_2SiO_3	$CuSO_4.5H_2O$	صبغة ريتشاردت	نترات بوتاسيوم KNO_3
شريط ماغنسيوم	نترات الصوديوم $NaNO_3$	مذيب أصباغ	كاشف بروموثيمول الأزرق
أكسيد النحاس II CuO	كلوريد الليثيوم LiCl	نترات الألومنيوم $Al(NO_3)_3$	ميثانول CH_3OH
برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$	كالسيوم	كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$	حمض الخليك CH_3COOH
أيزو بروبانول	مملغم حبيبات الخارصين (الزنك)	إيثانول CH_3CH_2OH	نترات الماغنسيوم $Mg(NO_3)_2$
محلول كبريتيت الصوديوم الهيدروجيني	قطع خارصين	كلوريد الصوديوم NaCl	

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟

عندما يقرأ الطالب كتاب الكيمياء للصف الثاني الثانوي فإنما يقرؤه للحصول على معلومات. فالعلم ليس كتابة خيالية، بل يصف أحداثًا من واقع حياة الناس وأفكارهم. وفيما يلي بعض الأدوات التي يستعملها الكتاب لمساعدة الطالب على القراءة، نرجو أن تستعرضها مع الطلاب في بداية الفصل الدراسي.

قبل القراءة

إذا قرأت **الفكرة العامة** و**الفكرة الرئيسة** **والتجربة الاستهلالية** قبل قراءة الفصل أو القسم، فستحصل على فكرة عامة تمهيدية للمحتوى الذي ستدرسه.

أما **الفكرة العامة** فتصف ما ستتعلمه في الفصل، الأفكار الرئيسة فتدعمها. وكل قسم في الفصل يعبر عن فكرة رئيسة تصف ما يركز عليه هذا القسم.

يبدأ كل فصل **بتجربة استهلالية** تقدم للمحتوى الذي سيتناوله؛ لذا اقرأ هذه التجربة، ونفذها لتكتشف المفاهيم التي سيتناولها الفصل.

طرائق أخرى للمراجعة

- اقرأ عنوان الفصل لتعرف موضوعاته.
- تصفح الصور، والرسوم، والتعليقات، والجداول.
- ابحث عن المفردات البارزة والمظلّلة.
- اعمل مخططًا للفصل مستعملاً العناوين الرئيسة والفرعية.

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟

في أثناء القراءة

ستجد في كل قسم أدوات تساعدك على تعميق الفهم لما تقرؤه، وأخرى تساعدك على تقويم ذلك الفهم.

1–1

الأهداف

- **تقارن** بين الطبيعة الموجيّة والجسيمية للضوء.
- **تعرّف** طاقة الكم، وتفسر كيفية ارتباطها مع تغير طاقة المادة.
- **تقارن** بين الطيف الكهرومغناطيسي المستمر وطيف الانبعاث الذري.

مراجعة المفردات

الإشعاع: هو الأشعة أو الجسيمات – ومنها جسيمات ألفا، وجسيمات بيتا، وأشعة جاما – المنبعثة عن مادة مشعة.

المفردات الجديدة

الإشعاع الكهرومغناطيسي
الطول الموجيّ
التردّد
سعة الموجة
الطيف الكهرومغناطيسي
الكمّ
ثابت بلانك
التأثير الكهروضوئي
الفوتون
طيف الانبعاث الذري

الضوء وطاقة الكم

Light and Quantized Energy

الفكرة الرئيسة **للضوء- وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي- طبيعة ثنائية: موجية وجسيمية.**

الربط مع الحياة هل قمت يومًا بتسخين وجبة طعام بارد في الميكروويف؟ عندما تصل موجات الميكروويف إلى الطعام تقوم حزمٌ صغيرةٌ من الطاقة بتسخينه في وقت قصير.

الذرة والأسئلة التي تحتاج إلى إجابات

The Atom and Unanswered Questions

بعد اكتشاف الجسيمات الثلاثة المكوِّنة للذرة مع بداية القرن التاسع عشر، واصل العلماء جهودهم لفهم تركيب الذرة وتوزيع الإلكترونات داخلها.

اقترح رذرفورد أن شحنة نواة الذرة موجبة، وأنّ كتلة الذرة متركزة في النواة المحاطة بالكترونات سريعة الحركة. غير أن هذا النموذج لم يوضح كيفية ترتيب الإلكترونات في الفراغ حول النواة، ولم يوضح أيضًا سبب عدم انجذاب الإلكترونات السالبة الشحنة إلى النواة الموجبة الشحنة. كما أن هذا النموذج لم يمكّن العلماء من تفسير الاختلاف والتشابه في السلوك الكيميائي للعناصر المختلفة.

فعلى سبيل المثال، توجد عناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم في دورات مختلفة من الجدول الدوري، ومع ذلك فخواصها الكيميائية متشابهة؛ فهي تظهر في صورة فلزات في الطبيعة، وتتفاعل ذراتها بشدة مع الماء مطلقة غاز الهيدروجين ولكنها تختلف في شدة تفاعلها، حيث يتفاعل كل من الصوديوم والبوتاسيوم بشدة مع الماء، كما في **الشكل 1–1**، حتى أن غاز الهيدروجين قد يشتعل عندئذ أو ينفجر.

في أوائل القرن التاسع عشر بدأ العلماء كشف لغز السلوك الكيميائي؛ إذ لاحظوا انبعاث ضوء مرئي من عناصر معينة عند تسخينها بواسطة اللهب. وأظهر تحليل هذا الضوء المنبعث ارتباط سلوك العنصر الكيميائي بتوزيع الإلكترونات في ذراته. ولفهم هذه العلاقة وطبيعة البناء الذري، سيكون من المفيد أولاً فهم طبيعة الضوء.

زيادة شدة التفاعل ←

الشكل 1–1 للعناصر المختلفة تفاعلات متشابهة في الماء، لكنها تختلف في شدة التفاعل.

12

الربط مع الحياة يصف كيف يرتبط محتوى القسم مع حياتك.

مثال 1-1

حساب الطول الموجي لموجة كهرومغناطيسية تستخدم موجات الميكروويف في طهي الطعام، ونقل المعلومات. فما الطول الموجي لموجات الميكروويف التي ترددها 3.44×10^9 Hz؟

1 تحليل المسألة

تردد موجة الميكروويف معطى. وتعرف أيضًا أن موجات الميكروويف هي جزء من الطيف الكهرومغناطيسي الذي يرتبط كل من سرعته وتردده وطول موجته مع المعادلة $c = \lambda \upsilon$؛ حيث قيمة c معروفة وثابتة. لذا قم أولاً بحل المعادلة للحصول على الطول الموجي، ثم عوض القيم المعروفة لحسابه.

المعطيات	المطلوب
$\upsilon = 3.44 \times 10^9$ Hz	$\lambda = ?$ m
$c = 3.00 \times 10^8$ m/s	

2 حساب المطلوب

حل المعادلة التي تربط بين السرعة والتردد والطول الموجي للموجة الكهرومغناطيسية للحصول على الطول الموجي (λ).

اكتب معادلة معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية: $c = \lambda \upsilon$

حل لإيجاد λ: $\lambda = c / \upsilon$

عوض قيم $\upsilon = 3.44 \times 10^9$ Hz ، $c = 3.00 \times 10^8$ m/s: $\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.44 \times 10^9 \text{ Hz}}$

لاحظ أن الهرتز يساوي 1/s أو s^{-1}: $\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{3.44 \times 10^9 \text{ s}^{-1}}$

اقسم الأرقام والوحدات: $\lambda = 8.72 \times 10^{-2}$ m

3 تقويم الإجابة

الإجابة معبر عنها بوحدات صحيحة للطول الموجي (m). وكلتا القيمتين المعروفتين في المسألة معبر عنها بثلاثة أرقام معنوية، لذا، يجب أن تحتوي الإجابة على ثلاثة أرقام معنوية، وهي كذلك. وقيمة الطول الموجي ضمن نطاق الطول الموجي للميكروويف المبين في **الشكل 5–1**.

مسائل تدريبية

1. تحصل الأجسام على ألوانها من خلال عكسها أطوالًا موجية معينة عندما يصطدم بها اللون الأبيض. فإذا كان الطول الموجي للضوء المنعكس من ورقة خضراء يساوي 4.90×10^{-7} m. فما تردد موجة هذا الضوء؟
2. يمكن للأشعة السينية أن تخترق أنسجة الجسم وتستعمل على نطاق واسع لتشخيص اضطرابات أجهزة الجسم الداخلية ومعالجتها. ما تردد أشعة سينية طولها الموجي 1.15×10^{-10} m؟
3. بعد تحليل دقيق، وجد أن تردد موجة كهرومغناطيسية يساوي 7.8×10^2 Hz . ما سرعة هذه الموجة؟
4. **تحفيز:** تذيع محطة راديو FM بتردد مقداره 94.7 MHz ، في حين تذيع محطة AM بتردد مقداره 820 KHz. ما الطول الموجي لكل من المحطتين؟ أي الرسمين أدناه يعود إلى محطة FM، وأيها يعود إلى محطة AM؟

16

تنقلك الأمثلة المحلولة خطوة خطوة إلى حل مسائل في الكيمياء؛ لذا عزّز المهارات التي تعلمتها بحل التدريبات.

طرائق أخرى للمراجعة

- اسأل نفسك: ما الفكرة العامة ؟ وما الفكرة الرئيسة؟
- اربط المعلومات في هذا الكتاب مع مجالات أخرى درستها.
- توقع أحداثًا ونتائج باستعمال الأدلة والمعلومات التي تعرّفتها من قبل.
- غيّر توقعاتك وأنت تقرأ معلومات جديدة وتجمعها.

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟

بعد ما قرأت

اقرأ الخلاصة، وأجب عن أسئلة التقويم في نهاية كل قسم لتقويم مدى فهمك لما درسته.

يُختتم كل قسم بتقويم، يحتوي على خلاصة وأسئلة. والخلاصة هي مراجعة للمفاهيم الرئيسة، أمّا الأسئلة فهي اختبار لقياس مدى استيعابك.

الفصل 1 دليل مراجعة الفصل

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 الضوء وطاقة الكم

الفكرة الرئيسة للضوء– وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي– طبيعة ثنائية موجية وجسيمية.

المفردات
- السعة.
- طيف الانبعاث الذري.
- الإشعاع الكهرومغناطيسي.
- الطيف الكهرومغناطيسي.
- التردد.
- التأثير الكهروضوئي.
- الفوتون.
- الكم.
- ثابت بلانك.
- طول الموجة.

المفاهيم الرئيسة
- تعرّف الموجات بأطوالها الموجية و تردداتها و سعاتها وسرعاتها. $c = \lambda\nu$
- تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ بسرعة الضوء.
- للموجات الكهرومغناطيسية صفات كلٌّ من الموجة والجُسيم.
- تمتص المادة الطاقة وتبعثها بمقدار يُعرف بالكم. $E_{كم} = h\nu$
- يُنتج الضوء الأبيض طيفًا متصلاً، في حين يتألف طيف الانبعاث للعنصر من سلسلة خطوط ملونة ومنفصلة.

2-1 نظرية الكم والذرة

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

المفردات
- حالة الاستقرار
- العدد الكمي
- مبدأ هايزنبرج للشك
- النموذج الكمي للذرة
- مستوى الطاقة
- المستوى الفرعي
- العدد الكمّي الرئيس
- مستوى الطاقة الرئيس
- مستوى الطاقة الثانوي

المفاهيم الرئيسة
- يربط نموذج بور للذرة طيف انبعاث الهيدروجين بانتقال الإلكترونات من مستويات طاقة عليا إلى مستويات طاقة منخفضة.
- تربط معادلة دي برولي بين طول موجة الجسيم وكتلته والتردد وثابت بلانك. $\lambda = h/mv$
- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص موجية.
- تحتل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد تُسمى المستويات الفرعية.

3-1 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثلاث قواعد.

المفردات
- التوزيع الإلكتروني
- مبدأ أوفباو
- مبدأ باولي
- قاعدة هوند
- إلكترونات التكافؤ
- التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

المفاهيم الرئيسة
- يُسمّى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني للذرة.
- يحدد التوزيع الإلكتروني بالاعتماد على مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.
- تحدد إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر.
- يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام رسم مربعات المستويات والترميز الإلكتروني، والتمثيل النقطي للإلكترونات.

40

ستجد في نهاية كل فصل دليلاً لمراجعة الفصل، يتضمن المفردات والمفاهيم الرئيسة. لذا، استخدمه لمراجعة الفصل وتقويم مدى استيعابك له.

الشكل 9–1 الطيف الأول: طيف امتصاص. يتألف من خطوط سوداء فوق طيف مستمر. وترتبط الخطوط السوداء مع ترددات معينة يمتصها عنصر محدد، هو الهيليوم في هذه الحالة. ويمكن مطابقتها بالخطوط الملونة في طيف انبعاث الهيليوم المبين أسفل طيف الامتصاص.

ولأن هذه الترددات المنبعثة مرتبطة مع الطاقة وفقًا للمعادلة $E_{فوتون} = h\nu$ ، لذا تنبعث الفوتونات الإلكترونات ذات الطاقات المحددة فقط. ولم يتنبأ أحد بهذه الحقائق من خلال قوانين الفيزياء الكلاسيكية، بل توقع العلماء ملاحظة انبعاث طيف مستمر من الألوان عندما تفقد الإلكترونات المثارة طاقتها. تمتص العناصر ترددات محددة من الضوء فيتكوّن طيف الامتصاص. وتظهر الترددات الممتصة في طيف الامتصاص كأنها خطوط سوداء، كما في الشكل 9–1. وعند مقارنة الخطوط السوداء بطيف الانبعاث الخاص بالعناصر يستطيع العلماء أن يحددوا تركيب الطبقات الخارجية للنجوم.

التقويم 1-1

الخلاصة
- تُعرَّف الموجات كلها بالطول الموجي، التردد، السعة، والسرعة.
- تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية جميعها بسرعة الضوء في الفراغ.
- للموجات الكهرومغناطيسية كلها خواص موجية ومادية.
- تبعث المادة الطاقة وتمتصها بكمّات محددة.
- ينتج الضوء الأبيض طيفًا مستمرًا. ويتكون طيف انبعاث العنصر من سلسلة خطوط ملوّنة ومنفصلة.

8. الفكرة الرئيسة قارن بين الطبيعة الموجية والطبيعة المادية للضوء.
9. صف الظاهرة التي يمكن أن تُفسَّر بواسطة النموذج المادي للضوء فقط.
10. قارن بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث.
11. قوّم استعمل نظرية بلانك لمعرفة كمية الطاقة التي تكتسبها المادة أو تفقدها.
12. ناقش الطريقة التي استخدم فيها أينشتاين مفهوم الكم عند بلانك لتوضيح التأثير الكهروضوئي.
13. احسب يتطلب تسخين 235 g ماء من درجة حرارة 22.6 °C إلى 94.4 °C في الميكروويف 7.06×10^4 J من الطاقة، إذا كان تردد الميكروويف يساوي 2.88×10^{10} s^{-1} فما عدد الكمّات اللازمة للحصول على 7.06×10^{14} J من الطاقة.
14. تفسير الرسوم العلمية. استعن بالشكل 5–1 وما تعرفه عن الإشعاع الكهرومغناطيسي للمقابلة بين القائمتين التاليتين.

1. أطول طول موجة	a. إشعاع جاما
2. أعلى تردد	b. موجة تحت الحمراء
3. أعلى طاقة	c. موجات الراديو

21

طرائق أخرى للمراجعة

- اكتب الفكرة العامة.
- اربط الفكرة الرئيسة مع الفكرة العامة.
- وضح ما تقرؤه بكلماتك الخاصة.
- طبق هذه المعلومات على الموضوعات الدراسية الأخرى أو في البيت.
- عين المصادر التي يمكنك استعمالها لتحصل على معلومات أكثر حول هذا الموضوع.

رموز السلامة في المختبرات

الاحتياطات اللازم مراعاتها في المختبر

رموز السلامة	المخاطر	الأمثلة	الاحتياطات	العلاج
التخلص من المواد	خطوات التخلص من المواد.	بعض المواد الكيميائية، والمخلوقات الحية.	لا تتخلص من هذه المواد في المغسلة أو في سلة المهملات.	تخلص من النفايات وفق تعليمات المعلم.
مواد حيّة	مخلوقات ومواد حية قد تسبّب ضررًا للإنسان.	البكتيريا، الفطريات، الدم، الأنسجة غير المحفوظة، المواد النباتية.	تجنب ملامسة الجلد لهذه المواد، والبس قناعًا (كمامة) وقفازات.	أبلغ معلمك في حالة حدوث ملامسة للجسم، واغسل يديك جيدًا.
درجة حرارة مرتفعة أو منخفضة	الأشياء التي قد تحرق الجلد بسبب حرارتها أو برودتها الشديدتين.	غليان السوائل، السخانات الكهربائية، الجليد الجاف، النيتروجين السائل.	استعمال قفازات واقية.	اذهب إلى معلمك طلبًا للإسعاف الأولي.
الأجسام الحادة	استعمال الأدوات والزجاجيات التي تجرح الجلد بسهولة.	المقصات، الشفرات، السكاكين، الأدوات المدبّبة، أدوات التشريح، الزجاج المكسور.	تعامل بحكمة مع الأداة، واتبع إرشادات استعمالها	اذهب إلى معلمك طلبًا للإسعاف الأولي.
الأبخرة	خطر محتمل على الجهاز التنفسي من الأبخرة	الأمونيا، الأستون، الكبريت الساخن، كرات العث (النفثالين).	تأكد من وجود تهوية جيدة، ولا تشم الأبخرة مباشرة، وارتد قناعًا (كمامة).	اترك المنطقة، وأخبر معلمك فورًا.
الكهرباء	خطر محتمل من الصعق الكهربائي أو الحريق	تأريض غير صحيح، سوائل منسكبة، أسلاك معرّاة.	تأكد من التوصيلات الكهربائية للأجهزة بالتعاون مع معلمك.	لا تحاول إصلاح الأعطال الكهربائية، واخبر معلمك فورًا.
المواد المهيّجة	مواد قد تهيج الجلد أو الغشاء المخاطي للقناة التنفسية.	حبوب اللقاح، كرات العث، الصوف والفولاذ، ألياف الزجاج، برمنجنات البوتاسيوم.	ارتد قناعًا (كمامة) واقيًا من الغبار وقفازات، وتصرف بحذر شديد عند تعاملك مع هذه المواد.	اذهب إلى معلمك طلبًا للإسعاف الأولي.
المواد الكيميائية	المواد الكيميائية التي يمكن أن تتفاعل مع الأنسجة والمواد الأخرى وتتلفها.	المبيضات مثل فوق أكسيد الهيدروجين، والأحماض كحمض الكبريتيك، والقواعد كالأمونيا، وهيدروكسيد الصوديوم.	ارتد نظارات واقية، وقفازات، والبس معطف المختبر.	اغسل المنطقة المصابة بالماء، وأخبر معلمك بذلك.
المواد السامة	مواد تسبب التسمم إذا ابتُلعت أو استُنشقت أو لمست.	الزئبق، العديد من المركبات الفلزية، اليود، النباتات السامة.	اتبع تعليمات معلمك.	اغسل يديك جيدًا بعد الانتهاء من العمل، واذهب إلى معلمك طلبًا للإسعاف الأولي.
مواد قابلة للاشتعال	بعض الكيماويات يسهل اشتعالها بوساطة اللهب، أو الشرر، أو عند تعرضها للحرارة.	الكحول، الكيروسين، الأسيتون، برمنجنات البوتاسيوم، الملابس، الشعر.	تجنب مناطق اللهب المشتعل عند استخدام هذه الكيماويات.	أبلغ معلمك فورًا، واستعمل طفاية الحريق.
اللهب المشتعل	ترك اللهب مفتوحًا يسبب الحريق.	الشعر، الملابس، الورق، المواد القابلة للاشتعال.	اربط الشعر إلى الخلف، ولا تلبس الملابس الفضفاضة، واتبع تعليمات المعلم عند إشعال اللهب أو إطفائه.	اغسل يديك جيدًا بعد الاستعمال. واذهب إلى معلمك طلبًا للإسعاف الأولي.

سلامة العين
يجب دائمًا ارتداء نظارات واقية عند العمل في المختبر.

وقاية الملابس
يظهر هذا الرمز على عبوات المواد التي يمكن أن تبقع الملابس أو تحرقها.

سلامة الحيوانات
يشير هذا الرمز للتأكيد على سلامة الحيوانات.

نشاط إشعاعي
يظهر هذا الرمز عندما تستعمل مواد مشعة.

غسل اليدين
اغسل يديك بعد كل تجربة بالماء والصابون قبل نزع النظارات الواقية.

المخطط التنظيمي للفصل 1: الإلكترونات في الذرات Electrons in Atoms

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

القسم	أهداف القسم
1-1 الضوء وطاقة الكم **الفكرة الرئيسة** للضوء- وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي- طبيعة ثنائية موجية وجسيمية.	1. يقارن بين الطبيعة الموجيّة والجسيمية للضوء. 2. يعرّف طاقة الكم، وتفسر كيفية ارتباطها مع تغير طاقة المادة. 3. يقارن بين الطيف الكهرومغناطيسي المستمر وطيف الانبعاث الذري..
1-2 نظرية الكم والذرة **الفكرة الرئيسة** تساعدك الخصائص الموجية للإلكترونات على الربط بين طيف الانبعاث الذري وطاقة الذرة ومستويات الطاقة.	1. يقارن بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة. 2. يوضح تأثير كلٍّ من الطبيعة الموجية – الجسيمية لِدِي برولي ومبدأ الشك لهايزنبرج في النظرة الحالية للإلكترونات في الذرة. 3. يعرّف العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية لذرة الهيدروجين.
1-3 التوزيع الإلكتروني **الفكرة الرئيسة** يُحدّد التوزيع الإلكتروني في الذرة من خلال ثلاث قواعد.	1. يطبق مبدأ باولي ومبدأ أوفباو وقاعدة هوند لكتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام طريقة رسم المربعات، وطريقة الترميز الإلكتروني، وطريقة ترميز الغاز النبيل. 2. يوضح المقصود بإلكترونات التكافؤ، ويرسم التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ في الذرة.

د م دون المستوى.	ض م ضمن المستوى.	ف م فوق المستوى .	تعلم تعاوني

الزمن المقترح للتدريس - الفصل 1 / الإلكترونات في الذرات (6 حصص)				
القسم	1-1	1-2	1-3	التقويم
عدد الحصص	2	2	1	1

مصادر تقويم التعلم	المواد الإثرائية الداعمة	المواد والأدوات المختبرية
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 17، 21 مـــاذا قـــــرأت؟ ص 15، 17، 18، 20 تقويم القسم، ص 21	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 11 ض م شريحة التركيز رقم 1 د م شريحة التعليم رقم 1 ض م شريحة مهارات الرياضيات رقم 1 ض م	**تجربة استهلالية** صفحة 11 صندوق مغلف. **الزمن** 10 دقائق **عرض سريع** صفحة 13 زنبرك لولبي **الزمن** 10 دقائق **عرض سريع** صفحة 15 جهاز عرض، كاسات ماء. **الزمن** 10 دقائق
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 23، 27، 29 ماذا قرأت؟ ص 24، 26، 27، 29 تقويم القسم، ص 31	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 13 ض م شريحة التركيز رقم 2 د م شريحة التعليم رقم 2 ض م	**تجربة** صفحة 20 عيدان قطن، كلوريدات كل من: Sr.Ca. K. Na. Li، لهب بنزن. **الزمن** 20 دقيقة **عرض سريع** صفحة 24 أسلاك توصيل، مصدر تيار 110V. محزوز الحيود، مخلل خيار، شوك طعام. **الزمن** 15 دقيقة **عرض سريع** صفحة 26 مروحة هواء، مصدر تيار. **الزمن** 10 دقائق
متابعة التقدم تقويم بنائي، صفحة 33،35 ماذا قرأت؟ صفحة 33 تقويم القسم، صفحة 38 **تقويم ختامي** تقويم الفصل صفحة 41	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 15 ض م شريحة التركيز رقم 3 د م شريحة التعليم رقم 3 ض م	**عرض توضيحي** صفحة 32 أنابيب طيف (H_2،Ne)، مصدر طاقة لأنبوب الطيف، شريحة محزوز الحيود، أقلام تلوين، طباشير. **الزمن** 15 دقيقة

الفصل 1

الفكرة العامة

ترتيب الإلكترونات وخواصها

اطلب إلى الطلاب أن يذكروا رموز العناصر ذات الأعداد الذرية 17 و18 و19 وأسماءها.

(17، Cl، كلور) و(18، Ar، أرجون) و(19، K، بوتاسيوم). قارن بين الخواص الأساسية المختلفة للعناصر الثلاثة، ووضح لهم أن كل عنصر له بروتون وإلكترون أكثر مما للعنصر السابق له. عنصر الكلور غاز أصفر ضارب إلى الخضرة عند درجة حرارة الغرفة وهو عنصر نشيط جدًّا. أما عنصر الأرجون فهو غاز يستخدم في المصابيح المتوهجة ولا يتفاعل أبدًا. أما عنصر البوتاسيوم فهو عنصر صلب عند درجة حرارة الغرفة ونشيط جدًّا لدرجة أنه يجب أن يحفظ في الكيروسين أو الزيت لمنع تفاعله مع الأكسجين وبخار الماء في الهواء. ثم وضح لهم أيضًا أن الخواص المختلفة للعناصر الثلاثة ترجع إلى ترتيب الإلكترونات في ذراتها.

الربط مع المعرفة السابقة

اطلب إلى الطلاب مراجعة التركيب الذري قبل دراسة هذا الفصل.

استعمال الصورة

الأطياف اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا بين أطياف انبعاث نجم منكب الجوزاء، ونجم رجل الجبار أو الصياد، والجزء المرئي للطيف الكهرومغناطيسي في الصورة. تحتوي أطياف انبعاث النجوم على بعض الألوان فقط، في حين يحتوي الجزء المرئي للطيف الكهرومغناطيسي على الألوان كلها.

تجربة استهلالية

الهدف سيسجل الطلاب ملاحظاتهم مستخدمين جميع حواسهم .

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة في المختبر قبل بدء العمل.

التخلص من النفايات احتفظ بالصناديق لاستعمالها في العام القادم.

استراتيجيات التدريس

- حاول أن تضع في الصندوق أجسامًا بسيطة ولكنها مثيرة للتحدي.
- يمكنك أن تُعرِّف هوية الأجسام، عند انتهاء الطلاب من التجربة، وربما ترغب في ترك هوية الأجسام غامضة لتبين أن الكيميائيين غير قادرين في كثير من الأحيان على رؤية ما يبحثون عنه.

النتائج المتوقعة تكون النتائج متنوعة، وينبغي للطلاب أن يحاولوا استخدام حواس أخرى غير حاسّة البصر لتحديد الحجم النسبي والكتلة والشكل وعدد الأجسام.

تحليل النتائج

1. ستتفاوت الإجابات ولكنها قد تتضمن تحديد ما إذا كان الجسم في الداخل له نفس حجم الصندوق وشكله، يرفع الصندوق لتقدير وزنه، يهز الصندوق للشعور بأي حركة للجسم داخله، محاولة تمييز أي روائح وسماع أي أصوات تصدر عن الصندوق.
2. سوف تشمل الإجابات السمع واللمس والرائحة.
3. تحديد نوع الجسم يعتمد بشكل رئيسي على الملاحظة، على الرغم من أهمية حاستي اللمس والسمع.

استقصاء

ستتنوع الإجابات اعتمادًا على ما يختاره الطلاب للبحث.

1-1

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (1) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

الطبيعة الثنائية للإشعاع الكهرومغناطيسي اطلب إلى الطلاب أن يتخيلوا الطريقة التي قد تتحرك بها جزيئات الماء على سطح بحيرة عند عبور موجة فوقها. تتحرك جزيئات الماء إلى أعلى وإلى أسفل عند تحرك موجة فوق سطح البحيرة. واسأل بعد ذلك: ماذا يحدث عندما تصل موجة الماء إلى شاطئ البحيرة؟ ينتقل بعض طاقة الموجة إلى دقائق رمال الشاطئ، وغالبًا ما تحرك الطاقة هذه الدقائق أو تنقلها. ووضّح أنه عند انتقال شعاع الضوء (نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي) من مكان إلى آخر تنتقل الحقول الكهربائية والمغناطيسية من جانب إلى آخر ومن أعلى إلى أسفل، ثم وضّح لهم كذلك أنه عندما يفقد الضوء جزءًا من طاقته فإنّ المادة تمتصُّها. فمثلاً عندما يلامس شعاع الشمس الملابس الداكنة فإنها تمتص الطاقة بكميات معيّنة تسمى الكم، أي ينتقل الضوء كأنه موجة تمتصه المادة وتطلقه بكميات محددة فقط. ض م

2. التدريس

تطوير المفهوم

المادة وضِّح المفهوم الذي يؤكد أن المادة تتكون من ذرات. على سبيل المثال، إن جزيء الماء يحتوي على ذرتي هيدروجين لكل ذرة أكسجين ويبقى العنصران دائمًا بالنسبة نفسها في المركب. وأشر إلى أن هناك أمرًا خلف هذا المفهوم يفسر الاختلاف الواسع في السلوك الكيميائي للهيدروجين والأكسجين والعناصر الكيميائية الأخرى. ض م

1–1

الضوء وطاقة الكم

Light and Quantized Energy

الأهداف

- **تقارن** بين الطبيعة الموجيّة والجسيمية للضوء.
- **تعرّف** طاقة الكم، وتفسر كيفية ارتباطها مع تغير طاقة المادة.
- **تقارن** بين الطيف الكهرومغناطيسي المستمر وطيف الانبعاث الذري.

مراجعة المفردات

الإشعاع: هو الأشعة أو الجسيمات – ومنها جسيمات ألفا، وجسيمات بيتا، وأشعة جاما – المنبعثة عن مادة مشعة.

المفردات الجديدة

الإشعاع الكهرومغناطيسي
الطول الموجيّ
التردّد
سعة الموجة
الطيف الكهرومغناطيسي
الكمّ
ثابت بلانك
التأثير الكهروضوئي
الفوتون
طيف الانبعاث الذري

الفكرة الرئيسة **للضوء- وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي- طبيعة ثنائية: موجية وجسيمية.**

الربط مع الحياة هل قمت يومًا بتسخين وجبة طعام بارد في الميكروويف؟ عندما تصل موجات الميكروويف إلى الطعام تقوم حزمٌ صغيرةٌ من الطاقة بتسخينه في وقت قصير.

الذرة والأسئلة التي تحتاج إلى إجابات

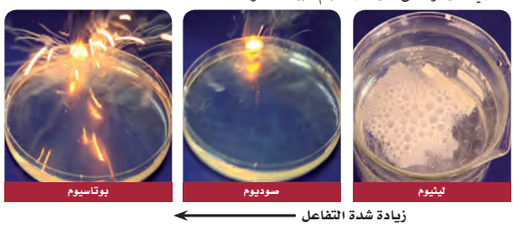
The Atom and Unanswered Questions

بعد اكتشاف الجسيمات الثلاثة المكوِّنة للذرة مع بداية القرن التاسع عشر، واصل العلماء جهودهم لفهم تركيب الذرة وتوزيع الإلكترونات داخلها.

اقترح رذرفورد أن شحنة نواة الذرة موجبة، وأنّ كتلة الذرة متركزة في النواة المحاطة بإلكترونات سريعة الحركة. غير أن هذا النموذج لم يوضح كيفية ترتيب الإلكترونات في الفراغ حول النواة، ولم يوضح أيضًا سبب عدم انجذاب الإلكترونات السالبة الشحنة إلى النواة الموجبة الشحنة. كما أن هذا النموذج لم يمكّن العلماء من تفسير الاختلاف والتشابه في السلوك الكيميائي للعناصر المختلفة.

فعلى سبيل المثال، توجد عناصر الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم في دورات مختلفة من الجدول الدوري، ومع ذلك فخواصها الكيميائية متشابهة؛ فهي تظهر في صورة فلزات في الطبيعة، وتتفاعل ذراتها بشدة مع الماء مطلقة غاز الهيدروجين ولكنها تختلف في شدة تفاعلها، حيث يتفاعل كل من الصوديوم والبوتاسيوم بشدة مع الماء، كما في الشكل 1–1، حتى أن غاز الهيدروجين قد يشتعل عندئذ أو ينفجر.

في أوائل القرن التاسع عشر بدأ العلماء كشف لغز السلوك الكيميائي؛ إذ لاحظوا انبعاث ضوء مرئي من عناصر معينة عند تسخينها بواسطة اللهب. وأظهر تحليل هذا الضوء المنبعث ارتباط سلوك العنصر الكيميائي بتوزيع الإلكترونات في ذراته. ولفهم هذه العلاقة وطبيعة البناء الذري، سيكون من المفيد أولاً فهم طبيعة الضوء.



الشكل 1–1 للعناصر المختلفة تفاعلات متشابهة في الماء، لكنها تختلف في شدة التفاعل.

طرائق تدريس متنوعة

المعاقون سمعيًّا ساعد الطلاب على تصور خصائص الأنواع المختلفة من الأمواج الكهرومغناطيسية عن طريق كتابة المواد الثلاث التالية: (a - c)، والأسئلة (1–3) على السبورة:

a. الضوء المرئي
b. الميكروويف
c. موجات الراديو

1. أيها يتحرك في الهواء بسرعة بحيث يدور حول الأرض سبع مرات في الثانية الواحدة تقريبًا؟ a،b،c لاحظ أن الضوء المرئي و الميكروويف وأمواج الراديو ثلاثة أشكال للإشعاع الكهرومغناطيسي وجميعها ينتقل بسرعة 3×10^8 m/s في الفراغ تقريبًا في الهواء.
2. أيُّها له طول موجة مساوٍ لثلاثة أضعاف طول ملعب كرة قدم؟ C، موجات الراديو.
3. أيُّها له طول موجة مساوٍ لعرض قلم الرصاص؟ b، الميكروويف. ض م

الطبيعة الموجية للضوء The Wave Nature of Light

يُعدُّ الضوء المرئي نوعًا من **الإشعاع الكهرومغناطيسي**، وهو شكل من أشكال الطاقة الذي يسلك السلوك الموجي في أثناء انتقاله في الفضاء. ومن الأمثلة الأخرى للإشعاع الكهرومغناطيسي الميكروويف الذي يستخدم في طهو الطعام، والأشعة السينية التي يستخدمها الأطباء لفحص العظام والأسنان، والموجات التي تحمل برامج المذياع والتلفاز إلى المنازل.

خصائص الموجات يمكن أن توصف الموجات جميعها بخصائص عدة، قد يكون بعضها مألوفًا لك. فعند رميك حجرًا في بركة ماء مثلًا تتكون موجات دائرية مركزها الحجر الذي رميته تشبه تلك التي تظهر في الشكل **1–2a**.

الطول الموجي هو أقصر مسافة بين قمتين متتاليتين أو قاعين متتاليين، كما هو موضح في الشكل **1–2b**. ويرمز له بالرمز اليوناني لمدا (λ) Lambda، ويقاس بالأمتار أو السنتمترات أو النانومترات ($1\,nm = 1 \times 10^{-9}\,m$).

التردّد هو عدد الموجات التي تعبر نقطة محددة خلال ثانية، ويرمز له بالرمز اليوناني υ (نيو)؛ ويقاس التردد بالهرتز Hz؛ وهو وحدة قياس عالمية تساوي موجة واحدة في الثانية. وفي الحسابات، يعبر عن التردد بوحدة موجة لكل ثانية، (s^{-1}) (1/s)، وعندما يعبّر عنه بهذه الطريقة، يتم فهم المقصود بالموجة. فعلى سبيل المثال:

$$652\ Hz = 652\ \text{موجه/ ثانية أو}\ 652\ s^{-1} = 652\ /s$$

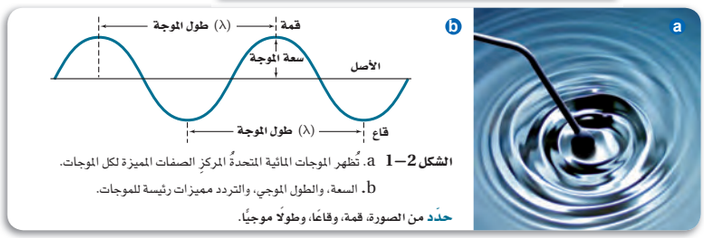
تعلمت سابقًا أنه يمكنك إحداث موجة مستعرضة كتلك التي تظهر في الشكل **1–2b** بتحريك نهاية الحبل الحرة إلى أسفل أو أعلى مسافة كبيرة. وتعرف **سعة الموجة** بأنها مقدار ارتفاع القمة أو انخفاض القاع عن مستوى خط الأصل. والطول الموجي والتردد لا يؤثران في سعة الموجة.

تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية – ومنها الضوء المرئي – بسرعة ثابتة $3.00 \times 10^8\ m/s$ في الفراغ، ويرمز لسرعة الضوء بالرمز c، وهي تساوي حاصل ضرب الطول الموجي (λ) للضوء في تردده (υ).

معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda \upsilon$$

حيث، c سرعة الضوء في الفراغ.
λ الطول الموجي.
υ التردد.
سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب التردد في الطول الموجي.



الشكل 1–2 a. تُظهر الموجات المائية المتحدةُ المركز الصفات المميزة لكل الموجات.
b. السعة، والطول الموجي، والتردد مميزات رئيسة للموجات.
حدّد من الصورة، قمة، وقاعًا، وطولًا موجيًا.

مشروع الكيمياء

الفيزياء الكلاسيكية والإلكترونات في الذرات اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا كيف يجب أن تتصرف الإلكترونات في الذرات حسب الفيزياء الكلاسيكية، ويوضّحوا نتائج أبحاثهم بالرسوم. يجب أن تتخذ الإلكترونات السالبة الشحنة، التي تدور حول النواة، منحنى لولبيًّا في اتجاه النواة الموجبة الشحنة، مما ينتج طاقة خلال هذه العملية. **ض م**

عرض سريع

خصائص الموجة أحضر زنبركًا لولبيًّا، وثبِّته في أحد جوانب غرفة الصف بشكل آمن، واستعرض خصائص الموجة والتردد والطاقة بوساطة توليد موجات ساكنة، مبتدئًا بنصف موجة، ومظهرًا أطول طول موجة، وأقلها ترددًا وطاقة، ثم زد عدد الموجات إلى موجتين أو موجتين ونصف. سيكون من الواضح أنك تحتاج إلى المزيد من الطاقة كلما ازداد عدد الموجات الساكنة. واسأل الطلاب: ما الذي يحدث لتردد الموجة وطولها في أثناء ذلك؟ وكيف تتغير الطاقة؟ يزداد التردد ويقل طول الموجة وتزداد الطاقة. **ض م** **د م**

إجابة سؤال الشكل 2–1

ينبغي للطلاب أن يشيروا إلى الأجزاء الصحيحة من الصورة.

الخلفية النظرية

قيمة c يمكن قياس v (تردد الموجة الكهرمغناطيسية) بدقة من المعادلة التالية:

$c=\lambda v$، باستخدام أشعة الليزر والساعات الذرية، إلَّا أنه لا يمكن قياس λ (الطول الموجي) للموجة الكهرمغناطيسية، بالدقّة نفسها، لذا قررت الوكالة الدولية للأوزان والمقاييس عام 1983م أن تجعل سرعة الضوء كمية معرّفة، حيث c سرعة الضوء في الفراغ تساوي بالضبط 299,792,458 m/s، على أيَّ حال فإن قيمة $\mathbf{c = 3.00 \times 10^8\ m/s}$ تعدقيمة دقيقة في معظم المسائل.

إجابة سؤال الشكل 3–1

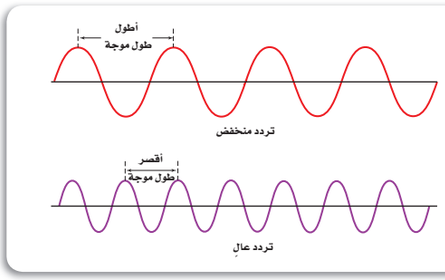
لا يؤثر طول الموجة وترددها في سعتها.

الرياضيات في الكيمياء

طول الموجة وترددها وضِّح للطلاب أنه عندما ترتبط كميتان رياضيًّا بحيث تؤدي الزيادة في كمية إحداهما إلى نقصان في كمية الأخرى، يقال عندئذ أنهما متناسبتان عكسيًّا. وأشر إلى أنَّ العلاقة $c=\lambda v$ تكون صحيحة فقط إذا كانت الكميتان λ و v متناسبتين عكسيًّا.

التعلم البصري

الشكل 3–1 اطلب إلى الطلاب إيجاد عدد الأطوال الموجيَّة الظاهرة في الموجتين، حيث إنّ كلتيهما واقع ضمن المسافة نفسها. إحدى الموجتين لها أربعة أطوال موجية والأخرى لها سبعة أطوال. واسألهم كيف يقارنون بين طول الموجة ذات التردد الأعلى، وطول الموجة ذات التردد الأقل. نسبة الأطوال الموجية هي 4 : 7 من طول الموجة الأقل؟ وكيف يقارنون أيضًا بين تردد الموجة ذات التردد الأعلى والموجة ذات التردد الأقل؟ تكون النسبة بينهما كنسبة 7 : 4 من الموجة ذات التردد الأقل. استخدم هذه الإجابات في دعم العلاقة العكسيَّة بين طول الموجة وتردّدها ض م



الشكل 3–1 توضح هذه الموجات العلاقة بين الطول الموجي والتردد، فكلما ازداد الطول الموجي قلّ التردد.

استنتج هل يؤثر التردد والطول الموجي في سعة الموجة؟

على الرغم من تساوي سرعة الموجات الكهرومغناطيسية جميعها في الفراغ إلا أنه قد يكون للموجات أطوال موجات وترددات مختلفة. وكما ترى من المعادلة في الصفحة السابقة، فإن الطول الموجي والتردد يتناسبان عكسيًّا أحدهما مع الآخر. ولفهم هذه العلاقة على نحوٍ أفضل، تفحّص الموجتين المرسومتين في **الشكل 3–1**. فعلى الرغم من أن كلتا الموجتين تنتقلان بسرعة الضوء إلاّ أنك تستطيع ملاحظة أن الموجة الحمراء لها طول موجة أكبر وتردد أقل من الموجة البنفسجية.

الطيف الكهرومغناطيسي يحتوي ضوء الشمس – وهو مثال على الضوء الأبيض – على مَدًى متصل من أطوال الموجات والترددات. وعند مرور الضوء الأبيض من خلال المنشور ينفصل إلى طيف متصل من الألوان يشبه الطيف المبين في **الشكل 4–1**، وهذه هي ألوان الطيف المرئي، المسمى بالطيف المستمر؛ وذلك لأن كل نقطة فيه تتوافق مع طول موجة وتردد مميزين. وقد تكون ألوانُ هذا الطيف مألوفة لديك، فإذا كنت قد رأيت قوس المطر من قبل فقد رأيت الألوان المرئية كلها مرة واحدة. ويتشكل قوس المطر عندما تشتت قطرات الماء الصغيرة الموجودة في الهواء ضوءَ الشمس الأبيض إلى ألوانه؛ إذ يتشكل الطيف في صورة قوس في السماء.

الشكل 4–1 عندما يمر الضوء الأبيض عبر منشور ينفصل إلى مكوّناته المختلفة كطيف متصل: الأحمر، والبرتقالي، والأصفر، والأخضر، والأزرق، والنيلي، والبنفسجي.

دفتر الكيمياء

التـرددات والحيـاة اليوميـة اطلب إلى الطلاب دعمًا لمفهوم التردد بذكر خمس ظواهر، على الأقل تحدث، أو يتكرر حدوثها بترددات معيّنة في حياتهم اليومية ووصفها، ثم اطلب إليهم حساب قيم هذه الترددات إذا كان ذلك ممكنًا. د م ض م

يظهر الطيف المرئي للضوء، في **الشكل 4–1**، كجزء بسيط من الطيف الكهرومغناطيسي الكامل، الموضح في **الشكل 5–1**. ويشتمل **الطيف الكهرومغناطيسي**، على أشكال الإشعاع الكهرومغناطيسي كلها، وهو عبارة عن سلسلة من الموجات المتصلة التي تسير بسرعة الضوء والتي تختلف في التردد، والطول الموجي فقط، ويظهر **الشكل 4–1** اختلاف زاوية ميل الإشعاع باختلاف الطول الموجي أثناء مروره خلال المنشور، مما ينتج عنه سلسلة من الألوان (أحمر، برتقالي، أصفر، أخضر، أزرق، نيلي وبنفسجي). كما نلاحظ عند دراسة طاقة الإشعاع المبينة في **الشكل 5–1**، أن الطاقة تزداد كلما ازداد التردد. وبناءً على ذلك، يُظهر **الشكل 3–1** أن تردد الضوء البنفسجي أكبر. وعليه فإن طاقته أكبر من الضوء الأحمر. وستدرس لاحقًا العلاقة بين التردد والطاقة.

يمكنك استخدام المعادلة $c = \lambda \upsilon$ لحساب الطول الموجي أو التردد لأي موجة؛ وذلك لأن الموجات الكهرومغناطيسية كلها تنتقل بالسرعة نفسها في وسط معين.

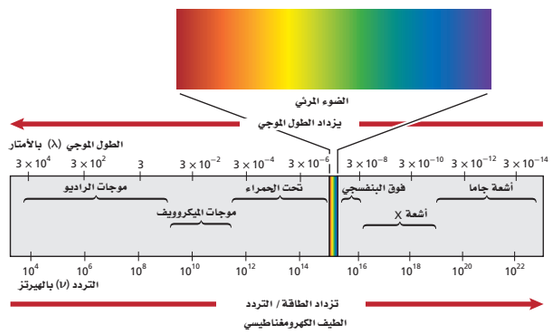
ماذا قرأت؟ **اذكر** العلاقة بين طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي وتردده.

الربط مع الفيزياء تتعرض أجسامنا للإشعاع الكهرومغناطيسي من مصادر متنوعة. فبالإضافة إلى الإشعاع الصادر من الشمس، ينتج عن النشاطات الإنسانية إشعاعات تشمل موجات الراديو والتلفزيون، ومحطات تقوية الهاتف، والمصابيح، ومعدات الأشعة السينية الطبية، كما تساهم المصادر الطبيعية على الأرض مثل البرق، والنشاط الإشعاعي الطبيعي، في ذلك. وتعتمد معرفة الكون على الإشعاع الكهرومغناطيسي المنبعث من الأجسام البعيدة التي تُرصد بأجهزة متخصصة على الأرض.

مهن في الكيمياء

محلّلو الطيف تحليل الطيف هو دراسة الطيف الممتص أو المنبعث من المادة. وبما أن لكل عنصر طيف مميزٌ وفريد من نوعه ويشبه بصمة الإصبع، لذا يستخدم علماء الفيزياء الفلكية التحليل الطيفي للكشف عن مكوّنات بعض النجوم مثل الشمس. ويُظهر طيف الامتصاص النجمي خطوطًا معتمة كثيرة، تُمكّن محلّلي الطيف من تعرف العناصر الموجودة في النجم.

الشكل 5–1 يشمل الطيف الكهرومغناطيسي مدى واسعًا من الترددات. ويشكّل جزء الطيف المرئي منه حيزًا ضيقًا جدًا. وكلما زادت الطاقة والتردد، قل الطول الموجي.



مشروع الكيمياء

الموجات الكهرومغناطيسية واستخداماتها اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا عن الاستخدامات العديدة للموجات الكهرومغناطيسية في نقل المعلومات والطاقة من مكان إلى آخر ويناقشوها. ض م

عرض سريع

الانعكاس والانكسار وجّه حزمة ضوئية عالية الشدة من جهاز العرض إلى جانب كأس ماء كبيرة، ثم عتِّم الغرفة؛ لكي يرى الطلاب الجزء المرئي من الطيف الكهرومغناطيسي على الجدار أو الشاشة، ووضّح لهم كيف أدَّى انكسار وانعكاس الضوء الأبيض الذي مر من جهاز العرض عبر كأس الماء – إلى فصل الألوان المكوّنة له. وضّح لهم أن قوس المطر يتشكل بالطريقة نفسها، حيث تنفصل ألوان ضوء الشمس عندما تنكسر وتنعكس بوساطة قطرات المطر.

ماذا قرأت؟ تزداد الطاقة بازدياد التردد.

الخلفية النظرية

الموجات الكهرومغناطيسية تتألف الموجة الكهرومغناطيسية من مستويات كهربائيّة ومغناطيسيّة متذبذبة ومتعامدة. فعلى سبيل المثال، إذا تذبذب المستوى الكهربائي إلى أعلى وإلى أسفل فسوف يتذبذب المستوى المغناطيسي من جانب إلى آخر؛ فكلاهما يتذبذب بزوايا قائمة في اتجاه انتشار الموجة الكهرومغناطيسية.

مثال في الصف

سؤال قد يكون الضوء الأحمر في عروض الألعاب النارية ناتجًا عن تسخين أملاح الإسترانشيوم. ما تردد الضوء الأحمر إذا كان طول موجته $6.5\times10^{-7}\ \text{m}$ ؟

الإجابة

$4.62\times10^{-14}\ \text{s}^{-1}$

$\text{v} = (3.00 \times 10^{8}\text{m/s}) / 6.5 \times 10^{-7}\text{m}$

$= 4.62 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$

مسائل تدريبية

1. $6.12\times10^{14}\ \text{Hz}$
2. $2.61\times10^{18}\ \text{Hz}$
3. $3.00\times10^{8}\ \text{m/s}$
4. $\text{FM}: \lambda = 3.17\text{m}$

   $\text{AM}: \lambda = 366\ \text{m}$

موجات FM يمثِّلها الرسم b، موجات AM يمثلها الرسم a.

التعزيز

الموجات الكهرومغناطيسية عندما يقوم المشجعون في المدرّجات الرياضية بعمل "حركة الموجة" تنتقل الموجة في المدرجات، وذلك عندما يحرّك كل فرد جسمه وذراعيه إلى أعلى وإلى أسفل. بيّن للطلاب أن كل شخص يشارك في أداء الموجة يبقى مكانه، وبناءً عليه، تنتقل الطاقة عبر المدرجات لا عبر الأشخاص. وبالطريقة نفسها، تحمل الموجة الكهرومغناطيسية الطاقة ولكنها لا تحمل المادة.

مثال 1-1

حساب الطول الموجي لموجة كهرومغناطيسية تستخدم موجات الميكروويف في طهي الطعام، ونقل المعلومات. فما الطول الموجي لموجات الميكروويف التي ترددها $3.44\times10^{9}\ \text{Hz}$؟

1 تحليل المسألة

تردد موجة الميكروويف معطى. وتعرف أيضًا أن موجات الميكروويف هي جزء من الطيف الكهرومغناطيسي الذي يرتبط كل من سرعته وتردده وطول موجته مع المعادلة $c = \lambda \nu$؛ حيث قيمة c معروفة وثابتة. لذا قم أولاً بحل المعادلة للحصول على الطول الموجي، ثم عوض القيم المعروفة لحسابه.

المعطيات	المطلوب
$\nu = 3.44\times10^{9}\ \text{Hz}$	$\lambda = ?\ \text{m}$
$c = 3.00\times10^{8}\ \text{m/s}$	

2 حساب المطلوب

حل المعادلة التي تربط بين السرعة والتردد والطول الموجي للموجة الكهرومغناطيسية للحصول على الطول الموجي (λ).

اكتب معادلة معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية: $c = \lambda \nu$

حل لإيجاد λ: $\lambda = c / \nu$

عوض قيم $c = 3.00\times10^{8}\ \text{m/s}$ و $\nu = 3.44\times10^{9}\ \text{Hz}$: $\lambda = \frac{3.00\times10^{8}\ \text{m/s}}{3.44\times10^{9}\ \text{Hz}}$

لاحظ أن الهرتز يساوي $1/\text{s}$ أو s^{-1}

اقسم الأرقام والوحدات: $\lambda = \frac{3.00\times10^{8}\ \text{m}/\cancel{\text{s}}}{3.44\times10^{9}\ \cancel{\text{s}}^{-1}}$

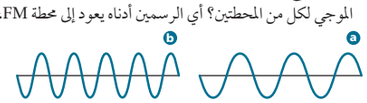
$\lambda = 8.72\times10^{-2}\ \text{m}$

3 تقويم الإجابة

الإجابة معبر عنها بوحدات صحيحة للطول الموجي (m). وكلتا القيمتين المعروفتين في المسألة معبر عنها بثلاثة أرقام معنوية، لذا، يجب أن تحتوي الإجابة على ثلاثة أرقام معنوية، وهي كذلك. وقيمة الطول الموجي ضمن نطاق الطول الموجي للميكروويف المبين في **الشكل 5–1**.

مسائل تدريبية

1. تحصل الأجسام على ألوانها من خلال عكسها أطوالاً موجية معينة عندما يصطدم بها اللون الأبيض. فإذا كان الطول الموجي للضوء المنعكس من ورقة خضراء يساوي $4.90\times10^{-7}\ \text{m}$. فما تردد موجة هذا الضوء؟
2. يمكن للأشعة السينية أن تخترق أنسجة الجسم وتستعمل على نطاق واسع لتشخيص اضطرابات أجهزة الجسم الداخلية ومعالجتها. ما تردد أشعة سينية طولها الموجي $1.15\times10^{-10}\ \text{m}$؟
3. بعد تحليل دقيق، وجد أن تردد موجة كهرومغناطيسية يساوي $7.8\times10^{2}\ \text{Hz}$. ما سرعة هذه الموجة؟
4. **تحفيز:** تذيع محطة راديو FM بتردد مقداره 94.7 MHz، في حين تذيع محطة AM بتردد مقداره 820 KHz. ما الطول الموجي لكل من المحطتين؟ أي الرسمين أدناه يعود إلى محطة FM، وأيها يعود إلى محطة AM؟



الطبيعة المادية للضوء The Particle Nature of Light

على الرغم من أن اعتبار الضوء موجة يفسر الكثير من سلوكه إلا أن هذه الحقيقة قد فشلت في تفسير الكثير من صفات الضوء التي تبين أنه مادة؛ إذ لم يستطع النموذج الموجي للضوء تفسير لماذا تطلق الأجسام الساخنة فقط ترددات محددة من الضوء عند درجات حرارة معينة، أو لماذا تطلق بعض الفلزات إلكترونات عندما يسقط عليها ضوء ذو تردد معين. لذا أدرك العلماء الحاجة إلى بناء نموذج جديد، أو مراجعة النموذج الموجي للضوء لمعالجة هذه الظواهر.

مفهوم الكم تشع الأجسام ضوءًا عند تسخينها، انظر **الشكل 6–1** الذي يوضح هذه الظاهرة؛ إذ تبدو قطعة الحديد رمادية داكنة عند درجة حرارة الغرفة، ولكنها تتوهج باللون الأحمر عند تسخينها بصورة كافية، ثم تتحول إلى اللون البرتقالي، ثم إلى اللون الأزرق إذا سخنت أكثر. وسوف تتعلم أنَّ درجة حرارة الجسم مقياس لطاقة حركة الجسيمات المكونة له. فكلما سخن الحديد أصبحت طاقته أكبر، ويبعث ألوانًا مختلفة من الضوء ذات ترددات وأطوال موجية مميزة لها.

لم يستطع النموذج الموجي تفسير انبعاث هذه الأطوال الموجية المختلفة. وفي عام 1900م بدأ الفيزيائي الألماني ماكس بلانك (1858 – 1947م) البحث عن هذه الظاهرة عندما كان يدرس الضوء المنبعث من الأجسام الساخنة. وقادته هذه الدراسة إلى استنتاج مدهش وهو: أنه يمكن للمادة أن تكتسب أو تخسر طاقة على دفعات بكمية صغيرة محددة تُسمى الكم. والكم هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تكتسبها الذرة أو تفقدها.

ماذا قرأت؟ **فسّر** لماذا يتغير لون الأجسام الساخنة تبعًا لدرجة حرارتها؟

أدت الخبرة السابقة بالعلماء إلى الاعتقاد أنه يمكن أن تُمتص الطاقة أو تُبعث في كميات متغيرة وباستمرار دون حد أدنى لهذه الكمية. فعلى سبيل المثال، فكِّر في عملية تسخين شريحة من الخبز داخل فرن الميكروويف، فقد يبدو لك أنك تستطيع إضافة أي كمية من الطاقة الحرارية إلى شريحة الخبز عن طريق التحكم في القوة والفترة الزمنية للفرن. والحقيقة أن درجة الحرارة تزداد بكميات صغيرة متواصلة عندما تمتص جزيئاتها كمًّا محددًا من الطاقة. ولأن عملية ازدياد درجة الحرارة تحدث تدريجيًّا ببطء لذا تبدو الزيادة في درجة الحرارة وكأنها مستمرة بدلاً من حدوثها على دفعات صغيرة.

المفردات

المفردات الأكاديمية

الظاهرة حقيقة أو حدث قابل للملاحظة.

خلال العواصف المطرية، تمر عادة التيارات الكهربائية من السماء إلى الأرض – وهذه ظاهرة تُدعى البرق.

الشكل 6–1 يعتمد طول موجة الضوء المنبعث من فلز ساخن، مثل الحديد الموجود عن اليمين، على درجة الحرارة. فالحديد رمادي في درجة حرارة الغرفة ويتحول أولاً إلى اللون الأحمر، ثم إلى البرتقالي الوهاج.
فسّر العلاقة بين اللون ودرجة حرارة الفلز.

دفتر الكيمياء

ما الكم؟ اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا عن ردود أفعال معاصري بلانك على مفهوم الكم، وأن يضعوا قائمة بردود الأفعال هذه وتفسيراتها في دفاتر الكيمياء. ض م

التقويم

الأداء اطلب إلى الطلاب تطوير استقصاء أو عرض يوضّح مفهوم الكمّ. قد يستخدمون ميزانًا وأجسامًا صغيرة لها الكتلة نفسها تقريبًا، مثل مشابك الأوراق. وقد يستخدمون مخبارًا مدرجًا وأجسامًا صغيرة لها الحجم نفسه تقريبًا مثل الكرات الزجاجية . ض م

إثراء

البيرومتر البصري اطلب إلى الطلاب المهتمين أن يبحثوا في طريقة استخدام البيرومتر البصري– وهو أداة تقيس درجات الحرارة العالية جدًّا بوساطة قياس طول موجة الضوء المنبعث من الأجسام– ثم يقدموا عرضًا موجزًا أو تقريرًا.

ماذا قرأت؟ درجة حرارة الجسم هي مقياس معدل الطاقة الحركية للجسيمات، وكلما أصبح الجسم أسخنَ بعث ضوءًا بترددٍ أعلى ينتُج عنه ألوان مختلفة.

إجابة سؤال الشكل 6–1

عندما ترتفع درجة الحرارة تزداد الطاقة، ومن ثم يزداد التردد.

وهذا يعني نقصان طول الموجة، وعادة ما يكون لون المعدن البارد أحمر، ولون المعدن الساخن أزرق.

تطوير المفهوم

السلوك الكيميائي وضّح للطلاب أنهم يستطيعون النظر إلى الضوء المنبعث من الذرة على أنه "نافذة إلى الذرة". وضّح لهم أيضًا أن السلوك الكيميائي للعناصر مرتبط مع ترتيب الإلكترونات داخل ذراتها.

بناء نموذج

التأثير الكهروضوئي اطلب إلى مجموعات من الطلاب أن يقوموا بعمل نموذج يوضح التأثير الكهروضوئي. قد يظهر التركيب مثلًا أنه لن يزيح تصادم مغانط صغيرة مربوطة بجسم ثقيل من الحديد مع أجسام خفيفة ومنخفضة الطاقة، مثل حلوى الخطمي (المارشميلو)، والمغانط، عن مكانها. ثم يظهر التركيب أن التصادم بالأجسام الثقيلة ذات الطاقة المرتفعة يزيح المغانط عن مكانها. ثم اطلب إلى الطلاب أن يبرزوا التشابه بين حلوى الخطمي والفوتونات المنخفضة الطاقة، وكذلك بين الأجسام الثقيلة والفوتونات العالية الطاقة.

ض م تعلم تعاوني

ماذا قرأت؟ التأثير الكهروضوئي ظاهرة انبعاث الإلكترونات من سطح المعادن في وجود الضوء حين يكون تردده مساويًا أو أعلى من قيمة معيَّنة.

اقترح بلانك أن الطاقة المنبعثة من الأجسام الساخنة مُكمّاة، ثم أثبت رياضيًّا وجود علاقة بين طاقة الكم وتردد الإشعاع المنبعث.

طاقة الكم

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

حيث E طاقة الكم

h ثابت بلانك

ν التردد

طاقة الكم تساوي حاصل ضرب ثابت بلانك في تردد الضوء.

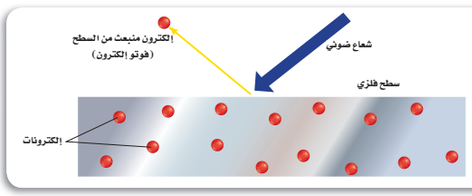
ثابت بلانك يساوي $6.626 \times 10^{-34}\ J.s$ حيث J رمز الجول، وهو وحدة الطاقة العالمية. وتظهر المعادلة ازدياد طاقة الإشعاع بازدياد تردده ν.

واعتمادًا على نظرية بلانك لكل تردد معين، فإن المادة تشع أو تمتص طاقة بمضاعفات صحيحة لقيم $h\nu$، مثل $1h\nu$، $2h\nu$، $3h\nu$ وما إلى ذلك. وتشبه هذه العملية بناء طفل لجدار من المكعبات الخشبية. إذ يستطيع الطفل أن يزيد أو ينقص من ارتفاع الجدار، بوضع أو إزالة عدد من المكعبات. وفي المقابل تمتلك المادة مقادير معينة من طاقة الكم – لا يوجد بينها كميات أخرى من الطاقة.

التأثير الكهروضوئي توصّل العلماء إلى أن النموذج الموجي للضوء لم يكن قادرًا على تفسير الظاهرة المسماة بالتأثير الكهروضوئي.

وفي **التأثير الكهروضوئي**، تنبعث الإلكترونات المسماة الفوتوإلكترونات من سطح الفلز عندما يسطع ضوء بتردد معين، أو أعلى منه، على سطح الفلز، كما في **الشكل 7–1**. ويتنبأ النموذج الموجي، أنه حتى الضوء المنخفض الطاقة، والمنخفض التردد سوف يتراكم ويوفر الطاقة اللازمة لإطلاق الفوتوإلكترونات من فلز ما مع مرور الوقت. وفي الحقيقة، لن يطلق الفلز الفوتوإلكترونات إذا كان الضوء الساقط عليه ذا تردد أقل من التردد اللازم لإطلاق الفوتوإلكترون. فعلى سبيل المثال، لا يمكن للضوء الأقل ترددًا من $1.14 \times 10^{15}\ Hz$ إطلاق الفوتوإلكترونات من فلز الفضة مهما كانت شدته أو زمن تأثيره. إلا أن الضوء الباهت الذي تردده يساوي $1.14 \times 10^{15}\ Hz$ أو أكبر من ذلك يطلق الفوتوإلكترونات من فلز الفضة.

ماذا قرأت؟ **صف** التأثير الكهروضوئي.



الشكل 7–1 يحدث التأثير الكهروضوئي عندما يصطدم ضوء بتردد معين بسطح فلز فيطلق إلكترونات. وعندما تزداد شدة الضوء يزداد عدد الإلكترونات المنبعثة. وعندما يزيد تردد (طاقة) الضوء، تزيد طاقة الإلكترونات المنبعثة.

مشروع الكيمياء

واقيات الشمس تتذبذب جزيئات واقيات الشمس وتمتص ترددات معيّنة من الضوء فوق البنفسجي. لذا فإنها تساعد على حماية الناس من التأثيرات الضارة عند التعرض للشمس. لذا اطلب إلى الطلاب البحث عن الأنواع الحديثة من هذه الواقيات، ووصف الجزيئات المكونة لها، وأطوال أمواج الضوء فوق البنفسجي التي تمتصها هذه الجزيئات. ض م

الطبيعة الثنائية للضوء افترض ألبرت أينشتاين في عام 1905م لتوضيح التأثير الكهروضوئي أن الضوء له طبيعة ثنائية؛ فلحزمة الضوء خواص موجية، وأخرى مادية. ويمكن القول إنه حزمة أشعة من الطاقة تُسمى الفوتونات. والفوتون جُسيم لا كتلة له يحمل كمًّا من الطاقة. واستكمالاً لفكرة بلانك عن طاقة الكم، وجد أينشتاين أن طاقة الفوتون تعتمد على تردده.

طاقة الفوتون

$E_{\text{فوتون}} = h\nu$

حيث E طاقة الفوتون

h ثابت بلانك

ν التردد

طاقة الفوتون تساوي حاصل ضرب ثابت بلانك في تردد الضوء.

وكما اقترح أينشتاين أيضًا أنّ لكل فوتون حدًّا معينًا من الطاقة يؤدي إلى إطلاق الفوتوإلكترون من سطح الفلز. وبناءً على ذلك، فإن الأعداد الصغيرة من الفوتونات التي لها طاقة أعلى من "الحد المعين"، الذي أشار إليه أينشتاين، سوف يتسبب في التأثير الكهروضوئي وإطلاق الفوتو إلكترون. هذا وقد فاز أينشتاين بجائزة نوبل في الفيزياء عام 1921م لقيامه بهذا البحث.

مثال 1-2

احسب طاقة الفوتون يحصل كل جسم على لونه عن طريق عكس جزء معين من الضوء الساقط عليه. ويعتمد اللون على طول موجة الفوتونات المنعكسة، ثم على طاقتها. ما طاقة فوتون الجزء البنفسجي لضوء الشمس إذا كان تردده $7.230 \times 10^{14}\ s^{-1}$؟

1 تحليل المسألة

المعطيات

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

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

المطلوب

$E_{photon} = ?\ J$

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة طاقة الفوتون

$E_{photon} = h\nu$

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

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

قم بضرب الأرقام والوحدات ثم اقسمها

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

3 تقويم الإجابة

إن طاقة الفوتون الواحد من الضوء صغيرة للغاية كما هو متوقع. ووحدة الطاقة هي الجول، وهناك أربعة أرقام معنوية.

مسائل تدريبية

5. احسب طاقة الفوتون الواحد في كل من الإشعاعات الكهرومغناطيسية التالية:

a. $6.32 \times 10^{20}\ s^{-1}$ **b.** $9.50 \times 10^{13}\ Hz$ **c.** $1.05 \times 10^{16}\ s^{-1}$

6. تُستخدم موجات الميكروويف التي طولها الموجي 0.125 m لتسخين الطعام. ما طاقة فوتون واحد من إشعاع الميكروويف؟

7. تحفيز يدخل مركب كلوريد النحاس الأحادي في صناعة الألعاب النارية، فعندما يُسخَّن إلى درجة حرارة 1500 K تقريبًا، يشع لونًا أزرق ذا طول موجي $4.50 \times 10^{2}\ nm$. ما طاقة فوتون واحد في هذا الضوء؟

مثال في الصف

سؤال تشتهر إحدى واقيات الشمس الجديدة بقدرتها على حماية الناس من موجات UV – A التي تسبب سرطان الجلد. ما طاقة فوتون واحد من إشعاع UV–A الذي تردده $9.231 \times 10^{14} s^{-1}$ ؟

الإجابة

$6.116 \times 10^{-19}\ J$

$E_{Photon} = (9.23 \times 10^{14}\ s^{-1})\ (6.626 \times 10^{-34}\ J.s)$

$= 6.116 \times 10^{-19}\ J$

مسائل تدريبية

5. a. $4.19 \times 10^{-13}\ J$

b. $6.29 \times 10^{-20}\ J$

c. $6.96 \times 10^{-18}\ J$

6. $1.59 \times 10^{-24}\ J$

7. $4.42 \times 10^{-19}\ J$

طرائق تدريس متنوعة

الطلاب المتفوقون اطلب إلى الطلاب المتفوقين البحث عن طرائق الفيزيائيين الفلكيين في تحديد العناصر التي تكوّن الشمس والنجوم الأخرى، وتوضيحها للصف. و لأن النجم يتكوّن من غازات متوهجة، فإنه يمكن جمع الضوء المنبعث منه بوساطة التلسكوب وتحليله. ومن ثم يمكن تحديد العناصر الموجودة في النجم من الانبعاثات الذرية وطيف الامتصاص للضوء الصادر عن النجم. ف م

تجربة

الهدف يلاحظ الطلاب ألوان الضوء المنبعث عند حرق مركبات معيَّنة في اللهب.

المهارات العملية التصنيف، المقارنة، الملاحظة، الاستنتاج.

احتياطات السلامة اطلب إلى الطلاب الاطلاع على نماذج السلامة في المختبر قبل بدء العمل، وذكّرهم بضرورة توخّي الحذر من اللهب. وعلى الرغم من أن العيدان الرطبة لا تحترق بسهولة إلّا أنه من الأفضل تجهيز كوب من الماء لكي يطفئ فيه الطلاب العيدان الساخنة، ثم راجع قوائم السلامة للكيماويات الخطرة المستخدمة في التجربة.

التخلص من النفايات تُلقى العيدان في سلة المهملات لا في المغسلة. وارجع إلى التعليمات والأنظمة المحلية لتحديد ما إذا كان يسمح بطرح الكيماويات المستخدمة في التجربة في أوعية النفايات المدرسية، فإذا لم يسمح بذلك، وجب التخلّص منها في المكان المخصص لذلك.

استراتيجيات التدريس

- عتِّم الغرفة لكي ترى ألوان اللهب بوضوح.

نتائج متوقعة: انظر إلى البيانات أدناه:

المركب	لون اللهب
كلوريد الليثيوم	أحمر
كلوريد الصوديوم	أصفر
كلوريد البوتاسيوم	بنفسجي
كلوريد الكالسيوم	أحمر – برتقالي
كلوريد الإسترانشيوم	أحمر فاتح
مجهول	يعتمد على المركب

التحليل

1. تنتج الألوان عن انتقال إلكترونات ذرات الفلز، والألوان من خصائص الليثيوم و الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم والإسترانشيوم حسب التجربة.
2. تتألف الألوان من الطيف المرئي لكلّ عنصر.
3. تختلف الإجابات اعتمادًا على العيّنة المجهولة المستخدمة.

تجربة

تحديد ماهية المركبات

كيف يختلف لون اللهب باختلاف العناصر؟

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اغمس أحد أعواد تنظيف الأذن القطنية الستة في محلول **كلوريد الليثيوم**، ثم عرضه للهب بنزن، ولاحظ لون اللهب، وسجل ملاحظاتك في جدول البيانات.
3. كرر الخطوة 2 مستخدمًا محاليل الفلزات التالية: **كلوريد الصوديوم، كلوريد البوتاسيوم، كلوريد الكالسيوم، كلوريد الاسترانشيوم**، وسجل لون كل لهب في جدول البيانات.
4. قارن نتائج اختبار لون اللهب بما في كتب العناصر في نهاية الكتاب.
5. كرر الخطوة 2 مستخدمًا عينة من **محلول مجهول** يزودك بها المعلم، ثم سجل لون اللهب الناتج.
6. تخلص من عيدان القطن المستعملة كما يرشدك المعلم.

التحليل

7. اقترح سبب إعطاء كل مركب لونًا مختلفًا للهب بنزن على الرغم من احتوائها جميعًا على الكلوريد.
8. وضح كيف يرتبط اختبار لون لهب العنصر مع طيف الانبعاث الذري له؟
9. استنتج هوية المادة المجهولة، معللاً إجابتك.

طيف الانبعاث الذري
Atomic Emission Spectra

هل تساءلت كيف ينشأ الضوء في مصابيح النيون المتوهجة؟ هذه العملية ظاهرة أخرى لا يمكن تفسيرها بواسطة النموذج الموجي للضوء. ينتج ضوء النيون عند مرور الكهرباء في أنبوب مليء بغاز النيون، حيث تمتص ذرات النيون الطاقة، وتنتقل إلى حالة عدم الاستقرار (إثارة). وحتى تعود إلى حالة الاستقرار ينبغي أن تبعث الضوء لكي تطلق الطاقة التي امتصتها. وعند مرور ضوء النيون من خلال منشور زجاجي ينتج عن ذلك طيف الانبعاث الذري للنيون.

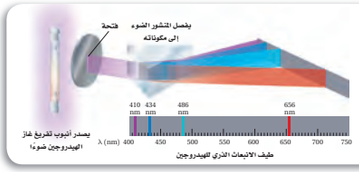
طيف الانبعاث الذري لعنصر ما هو مجموعة من ترددات الموجات الكهرومغناطيسية المنطلقة من ذرات العنصر. ويتكون طيف الانبعاث الذري للنيون من عدة خطوط منفصلة من الألوان مرتبطة مع ترددات الإشعاع المنبعثة من ذرات النيون، وهو ليس مدًى متصلاً من الألوان، كما هو الحال في الطيف المرئي للضوء الأبيض.

ماذا قرأت؟ **وضح** كيف ينتج طيف الانبعاث؟

لكل عنصر طيف انبعاث ذري فريد ومميز يستخدم لتعرّف العنصر أو تحديد ما إذا كان ذلك العنصر جزءًا من مركب. فعلى سبيل المثال، عندما يغمس سلك بلاتين في محلول نترات الاسترانشيوم ويعرض على لهب بنزن، تبعث ذرات الاسترونشيوم لونًا أحمر مميزًا. ويمكنك إجراء اختبار لون اللهب هذا على مجموعة من العناصر في المختبر.

يوضح **الشكل 8–1** التوهج الأرجواني – الزهري المميز الناتج عن تهيج ذرات الهيدروجين، والذي ينتج عند مروره بمنشور خطوط الطيف الأربعة المميزة لعنصر الهيدروجين. لاحظ اختلاف الطبيعة الخطية لطيف انبعاث الهيدروجين الذري عن طبيعة الطيف المستمر.

الربط بـ علم الفلك طيف الانبعاث الذري مميز للعنصر، ويمكن استخدامه لتعرف ذلك العنصر. وإن حقيقة ظهور ألوان معينة فقط في طيف الانبعاث الذري للعنصر يعني انبعاث ترددات محددة من الضوء.

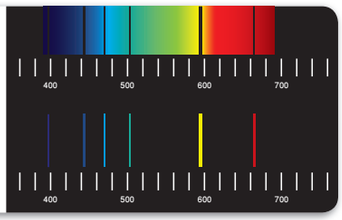


الشكل 8–1 يمكن فصل اللون الأرجواني المنبعث من الهيدروجين إلى مكوناته المختلفة باستخدام المنشور. يتكون طيف الانبعاث الذري للهيدروجين من أربعة خطوط بأطوال موجية مختلفة.

حدد أي خط له أعلى طاقة؟

ماذا قرأت؟ عندما تعود الذرات المثارة إلى الحالة المستقرة فإنها تشع الضوء المتوافق مع أماكن انتقال الإلكترونات المحددة بين المستويات، وتكون خطوط الطيف المنبعث من العنصر متوافقة مع هذه الأماكن.

إجابة سؤال الشكل 8–1 الخط الذي طول موجته 410 nm له أعلى طاقة.



الشكل 9–1 الطيف الأول: طيف امتصاص، يتألف من خطوط سوداء فوق طيف مستمر. وترتبط الخطوط السوداء مع ترددات معينة يمتصها عنصر محدد، هو الهيليوم في هذه الحالة. ويمكن مطابقتها بالخطوط الملونة في طيف انبعاث الهيليوم المبين أسفل طيف الامتصاص.

ولأن هذه الترددات المنبعثة مرتبطة مع الطاقة وفقًا للمعادلة $E_{\text{فوتون}} = h\nu$، لذا تنبعث الفوتونات الكترونات ذات الطاقات المحددة فقط. ولم يتنبأ أحد بهذه الحقائق من خلال قوانين الفيزياء الكلاسيكية، بل توقع العلماء ملاحظة انبعاث طيف مستمر من الألوان عندما تفقد الإلكترونات المثارة طاقتها. تمتص العناصر ترددات محددة من الضوء فيتكوّن طيف الامتصاص. وتظهر الترددات الممتصة في طيف الامتصاص كأنها خطوط سوداء، كما في **الشكل 9–1**. وعند مقارنة الخطوط السوداء بطيف الانبعاث الخاص بالعناصر يستطيع العلماء أن يحددوا تركيب الطبقات الخارجية للنجوم.

التقويم 1-1

الخلاصة

- تُعَرَّف الموجات كلها بالطول الموجي، التردد، السعة، والسرعة.
- تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية جميعها بسرعة الضوء في الفراغ.
- للموجات الكهرومغناطيسية كلها خواص موجية ومادية.
- تبعث المادة الطاقة وتمتصها بكمّات محددة.
- ينتج الضوء الأبيض طيفًا مستمرًّا، ويتكون طيف انبعاث العنصر من سلسلة خطوط ملوّنة ومنفصلة.

8. **الفكرة الرئيسة** قارن بين الطبيعة الموجية والطبيعة المادية للضوء.
9. **صف** الظاهرة التي يمكن أن تُفسَّر بواسطة النموذج المادي للضوء فقط.
10. **قارن** بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث.
11. **قوّم** استعمل نظرية بلانك لمعرفة كمية الطاقة التي تكتسبها المادة أو تفقدها.
12. **ناقش** الطريقة التي استخدم فيها أينشتاين مفهوم الكم عند بلانك لتوضيح التأثير الكهروضوئي.
13. **احسب** يتطلب تسخين 235 g ماء من درجة حرارة 22.6 °C إلى 94.4 °C في الميكروويف 7.06×10^4 J من الطاقة، إذا كان تردد الميكروويف يساوي $2.88 \times 10^{10}\ s^{-1}$ فما عدد الكمّات اللازمة للحصول على 7.06×10^{14} J من الطاقة.
14. **تفسير الرسوم العلمية.** استعن **بالشكل 5–1** وما تعرفه عن الإشعاع الكهرومغناطيسي للمقابلة بين القائمتين التاليتين.

1. أطول طول موجة	a. إشعاع جاما
2. أعلى تردد	b. موجة تحت الحمراء
3. أعلى طاقة	c. موجات الراديو

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب أن يوضّحوا لماذا وجد الكيميائيّون نموذج رذرفورد الذري غير مكتمل؟ لأنه لم يوضّح أو يبرر الاختلافات في السلوك الكيميائي للعناصر. ض م

إعادة التدريس

عزّز مفهوم أن طاقة الضوء الأحمر أقل من طاقة الضوء الأزرق، موضّحًا ذلك من خلال تحضير محلول مادة الفلورسنت، بإذابة 10 g من الفلورسين في 100 ml ماء في كوب سعته 150ml. وعتِّم الغرفة ووجّه حزمة ضوئية إلى المحلول من مصباح يدوي خلال ورقة بلاستيكية شفافة حمراء، وعندما يُطفأ ضوء المصباح لن يشعّ المحلول. ثم كرر التجربة مرة أخرى باستخدام ورقة بلاستيكية شفافة زرقاء بدلاً من الحمراء، وعندما يُطفأ ضوء المصباح سيشع المحلول بنفسه، واطلب إلى الطلاب تفسير النتائج. لأمواج الضوء الأزرق تردّد وطاقة أعلى ممّا لأمواج الضوء الأحمر، وطول موجة أقصر. (يمكن سكب المحلول في المجاري). ض م

التقويم

الأداء اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا بين طول موجة من أمواج الميكروويف وأمواج الأشعة السينيّة وترددها وطاقتها. موجة الميكروويف أطول من موجة الأشعة السينيّة، في حين أن ترددها وطاقتها أقل من الأشعة السينيّة. ض م

التقويم 1-1

8. يسلك الضوء سلوك الموجات عند انتقاله في الفضاء، في حين يسلك سلوك الجسيمات عند تفاعله مع المادة.
9. ينبغي استخدام نموذج الجسيمات في تفسير التأثير الكهروضوئي و لون الأجسام الساخنة وطيف الانبعاث الذري.
10. يُظهر الطيف المستمر (المتصل) ألوان الأطوال الموجية جميعها، أمّا طيف الانبعاث فيُظهر الأطوال الموجية لعنصر محدّد.
11. بحسب نظرية بلانك، الكمّ هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تفقدها أو تكتسبها الذرة، لذا تعرف كمية الطاقة التي تفقدها المادة أو تكتسبها بدلالة مضاعفات الكمّ فقط.
12. اقترح أينشتاين أن الإشعاع الكهرومغناطيسي له طبيعة ماديّة – موجيّة، حيث تعتمد طاقة الكم أو الفوتون على تردد الإشعاع ويعبّر عن طاقة الفوتون بالمعادلة التالية: $E_{photon} = h\nu$
13. 3.70×10^{37}
14. 1 :c ، 2 :a ، 3 :a

1-2

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (2) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

نموذج بور للذرة

ارسم دائرة على السبورة وضع نقطة في مركزها، موضحًا أن هذه هي إحدى الطرائق لتمثيل المدار الدائري للإلكترون حول نواة الذرة. ثم ارجع إلى الشكل 10–1؛ لتوضيح أفكار بور حول وضع الإلكترون في مستويات الطاقة في حالتي الاستقرار والإثارة. وضّح للطلاب أن لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة، رغم أنها تحتوي على إلكترون واحد. ض م

2. التدريس

التعلم البصري

الجدول 1–1 اطلب إلى الطلاب أن يتفحصوا عمود الطاقة النسبية في الجدول 1–1، ويستخلصوا صيغة معادلة بور التي تربط الطاقة النسبية لذرة الهيدروجين مع المستويات الفرعية لإلكترونات بور $E_n = n^2 E_1$. ض م

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اعرض انتقالات الإلكترون المرتبطة مع التغيرات في مستوى الطاقة، وأخبر الطلاب أن هناك كتابًا على الأرض يمثل إلكترونًا في المستوى الأدنى للطاقة، ثم ارفعه إلى مستوى أعلى للطاقة (الكرسي)، واسأل: هل استخدمت الطاقة في تحريك الكتاب؟ نعم. وماذا يحدث عندما يعود الكتاب إلى الأرض؟ تنبعث الطاقة. وضّح التشابه بين مستويات طاقة الكتاب وانتقالات الإلكترون بين مستويات طاقة الذرة، مبينًا أن الطاقة الضرورية لرفع الإلكترون إلى مستوى عالٍ من الطاقة هي نفسها الطاقة المنبعثة عندما يعود الإلكترون إلى مستوى طاقته الأصلي. د م

1–2

الأهداف

- **تقارن** بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.
- **توضح** تأثير كلٍّ من الطبيعة الموجية – الجسيمية لدي برولي ومبدأ الشك لهايزنبرج في النظرة الحالية للإلكترونات في الذرة.
- **تعرّف** العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية لذرة الهيدروجين.

مراجعة المفردات

الذرة: أصغر جزء من العنصر يحتفظ بجميع خواصه، وتتكون من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات.

المفردات الجديدة

حالة الاستقرار
العدد الكمي
مبدأ الشك لهايزنبرج
النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
المستوى
العدد الكمي الرئيس
مستوى الطاقة الرئيس
مستوى الطاقة الثانوي

نظرية الكم والذرة

Quantum Theory and the Atom

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

الربط مع الحياة تصور أنك ترتقي سلمًا، هل تستطيع الوقوف بين درجاته بكلتا رجليك؟ إنك لا تستطيع فعل ذلك؛ لأنك لا تقدر على الوقوف في الهواء. وهذا يشبه ما تقوم به الإلكترونات في مستويات الطاقة في الذرات.

نموذج بور للذرة Bohr's Model of the Atom

فسّر نموذج الطبيعة الموجية – الجسيمية للضوء العديدَ من الظواهر المتخصصة، ولكن بقي العلماء غير قادرين على فهم العلاقات بين البناء الذري، والإلكترونات، وطيف الانبعاث الذري. تذكر مما سبق أن طيف الانبعاث الذري للهيدروجين منفصل؛ أي يتكون من ترددات محددة من الضوء. لماذا يكون طيف الانبعاث الذري للعناصر منفصلًا وليس متصلًا؟

طاقة ذرة الهيدروجين استفاد العالم نيلز بور من أفكار العالمين بلانك وأينشتاين، واقترح أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة يسمح للإلكترونات أن توجد فيها. وتسمى الحالة التي تكون إلكترونات الذرة فيها أدنى طاقة **حالة الاستقرار** أما عندما تكتسب إلكترونات الذرة الطاقة فتصبح في حالة إثارة.

كما ربط بور أيضًا بين مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين والإلكترون داخلها. واقترح أن الإلكترون في ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط. وكلما صغر مدار الإلكترون قلت طاقته أو قلّ مستوى الطاقة. وعلى العكس من ذلك، كلما كبر مدار الإلكترون زادت طاقة الذرة أو زاد مستوى الطاقة. وبناءً على ذلك، فإن لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة، رغم أنها تحتوي على إلكترون واحد. والشكل **10–1** يوضح أفكار العالم بور.

الشكل 10–1 يوضح ذرة تحتوي على إلكترون واحد ، يوجد في حالته المستقرة في المستوى الأقل طاقة، وعندما تكون الذرة في حالة إثارة يكون الإلكترون في مستوى طاقة أعلى.

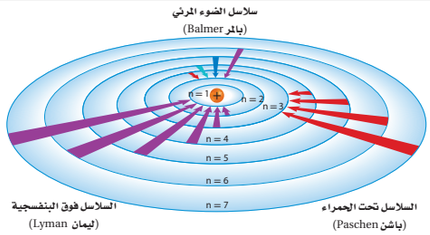
الجدول 1-1 وصف بور لذرة الهيدروجين

مدار بور الذري	العدد الكمي	نصف القطر المداري (nm)	عدد المستويات الثانوية	الطاقة النسبية
الأول	n= 1	0.0529	1	E_1
الثاني	n=2	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	n =3	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	n =4	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	n = 5	1.32	5	$E_5 = 25E_1$
السادس	n = 6	1.90	6	$E_6 = 36E_1$
السابع	n = 7	2.59	7	$E_7 = 49E_1$

خصص بور لكل مدار عددًا صحيحًا (n)، أطلق عليه اسم **العدد الكمي** من أجل استكمال حساباته. كما قام بحساب أنصاف أقطار المدارات. وكان نصف قطر المدار الأول n=1 مساويًا 0.0529 nm ، ونصف قطر المدار الثاني n=2 مساويًا 0.212 nm، ويلخص **الجدول 1-1** معلومات إضافية وصف بها العالم بور المدارات المسموح بها ومستويات الطاقة.

طيف الهيدروجين الخطي اقترح بور أن ذرة الهيدروجين تكون في الحالة المستقرة – وتسمى أيضًا مستوى الطاقة الأول – عندما يكون الإلكترون الوحيد في مستوى الطاقة n=1. ولا تشع الذرة الطاقة عند هذه الحالة. وعندما تضاف طاقة من مصدر خارجي إلى الذرة ينتقل الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى مثل مستوى الطاقة n=2 الموضح في **الشكل 11-1**. ومثل هذا الانتقال للإلكترون يجعل الذرة في حالة الإثارة. وعندما تكون الذرة في حالة الإثارة (وضع غير مستقر للذرة) يمكن أن ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل. ونتيجة لهذا الانتقال، ترسل الذرة فوتونًا له طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين.

فرق الطاقة = طاقة المستوى الأعلى – طاقة المستوى الأدنى = طاقة الفوتون = $h\nu$



الشكل 11-1 عندما ينتقل الإلكترون من مستوى الطاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل ينطلق فوتون. وتنتج السلاسل فوق البنفسجية (ليمان)، والمرئية (بالمر)، وتحت الحمراء (باشن) عند انتقال الإلكترونات إلى مستويات $n = 1$ و$n_2 = 2$ و$n_3 = 3$ على الترتيب.

التقـــويـــم

الأداء اطلب إلى الطلاب عمل نسخة مكبرة لمستويات بور لذرة الهيدروجين (كما في الشكل 12–1) بقطعة من الورق المقوى وألصقها على لوحة إعلانات الصف، ثم اطلب إليهم أن يضعوا دبوس طبعة ملونًا في المستوى ليمثل حالةً أقل طاقة لذرة الهيدروجين . ثم اطلب إليهم أن يحركوا الدبوس بين المستويات المناسبة؛ لمحاكاة الانتقالات والخطوط الطيفيّة الآتية في طيف الانبعاث الهيدروجيني: بنفسجي (2 ← 6) أزرق ← بنفسجي (2 ← 5)، أزرق ← أخضر (2 ← 4)، أحمر (2 ← 3). ض م

ماذا قرأت؟ عندما تعود الإلكترونات إلى حالتها المستقرة من حالة الإثارة تبعث الذرة فوتونًا يتناسب مع فرق الطاقة بين مستويي الطاقة اللذين انتقل بينهما، ويرتبط كل تردد مع لون معيَّن.

تطوير المفهوم

إنّ تشبيه "محتوى الربط مع الحياة لحالات طاقة الإلكترون" بدرجات السلم مفيد لمساعدة الطلاب على فهم نموذج بور، والنموذج الكمي للذرة. ذكّر الطلاب أن لهذا التشابه قيودًا، واسألهم: ما الشيء الصحيح والشيء غير الصحيح فيما يتعلق بهذا التشبيه؟ الصحيح: للذرة حالات طاقة أو مستويات طاقة معينة مسموحة. وأما غير الصحيح فحالات الطاقة الذرية غير متباعدة بمسافات متساوية كما في درجات السلم **د م ض م**

الشكل 12–1 مستويات الطاقة مشابهة لدرجات السلم. وتمثل الخطوط المرئية الأربعة عودة الإلكترون من المستويات (n) الأعلى إلى المستوى n=2. وكلما زادت قيمة n، اقتربت مستويات طاقة الذرة أكثر بعضها من بعض.

يمكنك مقارنة مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين بدرجات السلم. حيث يمكن للشخص أن يصعد أو يهبط من درجة إلى أخرى. وكذلك حال إلكترون ذرة الهيدروجين؛ حيث يمكنه الانتقال فقط من مستوى مسموح به إلى آخر. ولذا يمكن أن تنبعث أو تُمتص كميات معينة من الطاقة تساوي فرق الطاقة بين المستويين.

يوضح **الشكل 12–1** أن مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين لا يبعد بعضها عن بعض مسافات متساوية، وذلك بخلاف درجات السلم. كما يوضح هذا الشكل أيضًا تنقلات الإلكترون الأربعة التي تنتج الخطوط المرئية في طيف الانبعاث الذري لذرة الهيدروجين، ويُنتج انتقال الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى المستوى الثاني n=2 خطوط الهيدروجين المرئية كلها، والتي تشكل سلسلة بالمر. وكما قيست طاقة انتقال الإلكترون في المنطقة غير المرئية، مثل سلسلة ليمان (فوق البنفسجية) التي ينتقل فيها الإلكترون إلى المستوى n=1، وكذلك سلسلة باشن (تحت الحمراء)، التي تنتج عن انتقال الإلكترون إلى المستوى n=3.

ماذا قرأت؟ وضح لماذا ينتج عن سلوك الإلكترون في الذرة ألوان مختلفة للضوء؟

حدود نموذج بور فسّر نموذج بور الطيف المرئي للهيدروجين، إلا أنه لم يستطع تفسير طيف أي عنصر آخر، كما أنه لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات. وعلى الرغم من أن فكرة بور عن ذرة الهيدروجين وضعت الأساس للنماذج الذرية اللاحقة، إلا أن التجارب اللاحقة أوضحت خطأ نموذج بور بشكل أساسي؛ إذ لم تُفهم حركة الإلكترونات في الذرات بصورة تامة حتى الآن، وهناك أدلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

عرض سريع

تحذير: البس نظارة السلامة، ونفِّذ هذا العرض خلف حاجز، ولا تسمح للشوك بالتلامس، كما لا تسمح أن يقترب الطلاب من العرض أو يلمسوا أيَّ جزء من التجهيزات. أدخل شوكتين في طرف قطعة كبيرة من مخلل الخيار، ثم صل الأسلاك بمصدر كهربائي قداره 110 volts بالشوكتين، ثم مرِّر التيار الكهربائي (بإغلاق الدائرة). سوف تتوهج قطعة المخلل باللون الأصفر نتيجة مرور التيار الكهربائي فيها. اسأل الطلاب ما الذي يسبب التوهج الأصفر؟ تحتوي قطعة المخلل على ملح الطعام و يعمل التيار الكهربائي على إثارة أيونات الصوديوم في قطعة المخلل مما يولد طيف الانبعاث الأصفر عندما تعود أيونات الصوديوم إلى حالات الطاقة المنخفضة. اسمح للطلاب أن يستخدموا محزوزات الحيود اليدوية لكي يتفحّصوا طيف الانبعاث.

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
The Quantum Mechanical Model of the Atom

اقتنع العلماء في منتصف القرن العشرين أن نموذج بور للذرة غير صحيح، فوضعوا تصورات جديدة ومبتكرة تبين كيف تتوزع الإلكترونات في الذرات. ففي عام 1924م اقترح أحد طلاب الدراسات العليا في الفيزياء – اسمه لوي دي برولي De Brooglie (1892 – 1987 م)– فكرة أدت إلى تفسير مستويات الطاقة الثابتة في نموذج بور.

الإلكترونات موجات اعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص الموجات. وقد عرف دي برولي أنه إذا كان للإلكترون حركة الموجة وكان مقيّدًا بمدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة، فإنه يستطيع إشعاع موجات ذات أطوال موجية وترددات وطاقات معينة فقط. وبتطوير فكرته اشتق دي برولي المعادلة الآتية:

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

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

λ تمثل طول الموجة — m تمثل كتلة الجسيمات

h ثابت بلانك — v تمثل التردد

طول موجة الجسيم هي النسبة بين ثابت بلانك، وناتج ضرب كتلة الجسيم في تردده.

مختبر حل المشكلات

تفسير الرسوم العلمية

ما تنقلات الإلكترون التي تفسر سلسلة بالمر؟ يتكون طيف انبعاث الهيدروجين من ثلاث سلاسل من الخطوط. فبعض الأطوال الموجية فوق بنفسجية (سلسلة ليمان)، وبعضها الآخر تحت حمراء (سلسلة باشن)، وتشكل الأطوال الموجية المرئية سلسلة بالمر. يعزو نموذج بور الذري هذه الخطوط الطيفية إلى انتقال إلكترون من مستويات الطاقة العليا التي تكون فيها $n = n_i$ إلى مستويات الطاقة المنخفضة التي يكون فيها $n = n_f$.

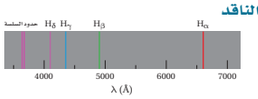
التحليل

توضح الصورة على الجهة اليسرى بعض تنقلات الإلكترون في سلسلة بالمر للهيدروجين. وتُسمى هذه الخطوط H_α (6562 Å)، H_β (4861 Å)، H_γ (4340 Å)، H_δ (4101 Å)، وكل طول موجة (λ) مرتبط مع انتقال إلكترون ضمن ذرة الهيدروجين من خلال المعادلة التالية التي يمثل فيها القيمة: $1.09678 \times 10^7\ m^{-1}$ ثابت ريدبرج.

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

وتحدث في سلسلة بالمر انتقالات الإلكترون من المستويات العليا إلى المستوى n=2، وهذا يعني أن $n_f = 2$.

التفكير الناقد



1. **احسب** الطول الموجي لانتقال الإلكترون بين المدارات:
   - **a.** $n_i = 3;\ n_f = 2$
   - **b.** $n_i = 4;\ n_f = 2$
   - **c.** $n_i = 5;\ n_f = 2$
   - **d.** $n_i = 6;\ n_f = 2$
2. **اربط** بين الطول الموجي في سلسلة بالمر، والتي حسبتها في السؤال 1، والقيم المحسوبة تجريبيًّا. وهل تتوافق أطوال الموجات مع الأخذ بعين الاعتبار خطأ التجربة وعدم دقة الحسابات؟ وضّح إجابتك. واحد إنجستروم (Å) يساوي $10^{-10}\ m$.
3. **طبق** معادلة $E = hc/\lambda$ لتحديد طاقة الكم لكل انتقال في السؤال 1.

مختبر حل المشكلات

الهدف يتعلم الطلاب إنشاء العلاقة بين الأطوال الموجية للطيف الانبعاثي وانتقالات الإلكترون بين مدارات نموذج بور الذرّي، وكذلك حساب طول الموجة باستخدام المعادلة:

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

بالإضافة إلى حساب طاقة كل «كم» في طول الموجة معطاة باستخدام المعادلة: $E = \frac{hc}{\lambda}$

المهارات العملية تفسير الرسوم العلمية، استخدام الأرقام، التفكير الناقد.

استراتيجيات التدريس

- وجد بالمر سلسلته المشهورة للهيدروجين في عام 1886م. بيِّن للطلاب كيف أعاقت المحددات التجريبية في ذلك الوقت قدرته على تحديد الطول الموجي للموجات الواقعة في المنطقة المرئية أو القريبة من فوق البنفسجية، أي أطوال الأمواج من 250nm إلى 700nm تقريبًا، ولذا كانت خطوط بالمر جميعها تقع في تلك المنطقة.
- يمكن أن تستعرض أمثلة لحسابات أطوال الأمواج مع الطلاب للتحقق من قدرتهم على القيام بالحسابات بصورة صحيحة.
- أكِّد للطلاب أهمية طيف الامتصاص وانبعاث الهيدروجين في علم الفلك خاصة؛ لأن معظم الكون مكوَّن من الهيدروجين.

التفكير الناقد

1. .a $\lambda = 6.565 \times 10^{-7}\ m$
   .b $\lambda = 4.863 \times 10^{-7}\ m$
   .c $\lambda = 4.342 \times 10^{-7}\ m$
   .d $\lambda = 4.103 \times 10^{-7}\ m$

2. $n_i = 3,\ n_f = 2$، الطول الموجي المحسوب هو $6.565 \times 10^{-7}\ m$ يطابق الطول الموجي التجريبي 6562 Å؛ $n_i = 4,\ n_f = 2$: الطول الموجي المحسوب $4.863 \times 10^{-7}\ m$ يطابق الطول الموجي التجريبي 4861 Å؛ $n_i = 5,\ n_f = 2$: الطول الموجي المحسوب $4.342 \times 10^{-7}\ m$ يطابق الطول الموجي التجريبي 4340 Å، $n_i = 6,\ n_f = 2$: الطول الموجي المحسوب $4.103 \times 10^{-7}\ m$ يطابق الطول الموجي التجريبي 4101 Å.

3. .a $3.027 \times 10^{-19}\ J$
   .b $4.087 \times 10^{-19}\ J$
   .c $4.577 \times 10^{-19}\ J$
   .d $4.844 \times 10^{-19}\ J$

إجابة سؤال الشكل 13–1 نقلت بعض الطاقة إلى الإلكترون.

عرض سريع

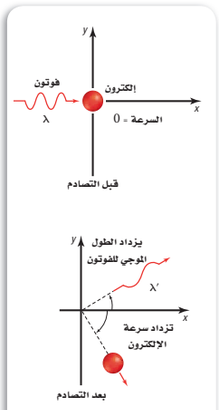
الإلكترونات شغّل مروحة بسرعة عالية قبل دخول الطلاب على ألّا يروا ريشها في وضع التوقف، وعند بدء الحصة، اطلب إليهم أن يصفوا ريش المروحة. سيكون بمقدورهم عندئذ وصف طول ريش المروحة ولا شيء غير ذلك تقريبًا. وضِّح لهم أن العلماء واجهوا الحالة نفسها عند محاولتهم وصف الإلكترونات في الذرات. فالإلكترونات تتحرك حول النواة بسرعة عالية جدًّا، وتبدو أنها تملأ حجم الذرة كاملًا، ومع ذلك فهي تشغل حيزًا صغيرًا جدًّا. ثم وضِّح لهم أنه نظرًا إلى كون حركة الإلكترونات سريعة، وقدرتنا على وصفها محدودة (كما في مبدأ هايزنبرج للشك) فنحن غير قادرين على وصف مكان الإلكترونات ووجهتها بالتزامن.

ماذا قرأت؟ ينص مبدأ هايزنبرج على أنه لا يمكن معرفة سرعة الجسم ومكانه في الوقت نفسه على نحو دقيق.

الخلفية النظرية

نموذج بور والنموذج الكمي

لكل مدار محتمل للإلكترون نصف قطر محدد، حسب نموذج بور لذرة الهيدروجين، كما يبيّن الجدول 1–1. أما النموذج الكمي فيتوقع فقط احتمال العثور على الإلكترون في موقع محدد في الذرة. وتقابل أبعد مسافة محتملة لوجود الإلكترون من النواة في ذرة الهيدروجين حسب النموذج الكمي– نصفَ قطر المدار عند بور.



الشكل 13–1 عندما يصطدم فوتون مع إلكترون ساكن تتغير كل من سرعة الإلكترون ومكانه. وهذا يوضح مبدأ هايزنبرج للشك. فمن المستحيل أن نعرف مكان الجسيم وسرعته في الوقت نفسه.

فسر لماذا تتغير طاقة الفوتون؟

مبدأ هايزنبرج للشك كشف العلماء – ومنهم رذرفورد Rutherford وبور ودي برولي – خفايا الذرة بالتدريج. إلا أن الاستنتاج الذي توصل إليه عالم الفيزياء النظرية هايزنبرج Heisenberg (1901– 1976م) كان له آثاره الكبيرة في النماذج الذرية.

أوضح هايزنبرج أنه من المستحيل أن تأخذ أي قياسات لجسم ما دون التأثير فيه. فعلى سبيل المثال، تصور محاولة إيجاد موقع بالون متنقل مليء بغاز الهيليوم في غرفة مظلمة، فإذا حركت يدك تستطيع أن تحدد موقع البالون عندما تلمسه، إلا أنك عندما تلمس البالون تنقل إليه طاقة وتغير مكانه. وتستطيع أيضًا أن تحدد مكان البالون بإضاءة مصباح يدوي. وباستخدام هذه الطريقة تنعكس فوتونات الضوء من البالون وتصل إلى عينيك محدِّدةً مكان البالون.

ولأن البالون جسم كبير نسبيًّا، لذا يكون تأثير الفوتونات المنعكس عنه على موقعه صغيرًا جدًّا وغير ملاحظ. ولكن تصور محاولة تحديد مكان الإلكترون باصطدامه مع فوتون عالي الطاقة. ولأن للفوتون طاقة مماثلة لطاقة الإلكترون نفسه، لذا فإن التصادم بين الجسمين يغير كلًّا من الطول الموجي للفوتون وموقع الإلكترون وسرعته المتجهة، كما في الشكل 13–1، أي أنه يحدث تغير لا يمكن تجاهله في مكان الإلكترون وحركته. لقد أدى تحليل هايزنبرج لمثل تلك التصادمات بين الفوتونات والإلكترونات إلى استنتاجه التاريخي، وهو **"مبدأ هايزنبرج للشك"** الذي ينص على أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.

ماذا قرأت؟ وضح مبدأ هايزنبرج للشك.

وعلى الرغم من أن العلماء قد وجدوا مبدأ هايزنبرج في تلك الحقبة صعب القبول، إلا أنه أثبت أنه يصف المحدِّدات الأساسية لما يمكن ملاحظته؛ فتأثير تصادم الفوتون بالجسم الكبير – مثل البالون المليء بالهيليوم – قليل، بحيث إن الشك في موقعه أصغر من أن يقاس. ولكن هذه الحالة لا تشبه إلكترونًا يتحرك بسرعة $6\times10^{6}\ m/s$ قرب النواة. فعدم التحديد أو الشك في مكان الإلكترون هو على الأقل $10^{-9}m$، وهذا أكبر 10 مرات تقريبًا من قطر الذرة.

ويعني مبدأ هايزنبرج للشك أيضًا أنه من المستحيل تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات مثل المدارات الدائرية في نموذج بور، وأن الكمية الوحيدة التي يمكن معرفتها هي المكان الذي يحتمل أن يوجد فيه إلكترون حول النواة.

دفتر الكيمياء

غازات لها إشعاعات تحت الحمراء وفوق البنفسجية اطلب إلى الطلاب البحث عن أنواع الغازات المستخدمة لإصدار الإشعاعات الكهرومغناطيسية تحت الحمراء وفوق البنفسجية. واطلب إليهم أيضًا أن يلخّصوا نتائج بحوثهم في دفاتر الكيمياء. ض م

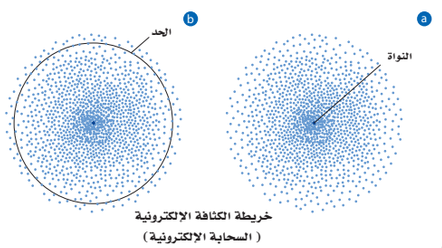
معادلة شرودنجر الموجية في عام 1926م تابع الفيزيائي النمساوي إيروين شرودنجر Schrodinger (1887 – 1961م) نظرية الموجة – الجسيم التي اقترحها دي برولي، واشتق شرودنجر معادلة على اعتبار أن إلكترون ذرة الهيدروجين موجة. وظهر أن نموذج شرودنجر لذرة الهيدروجين ينطبق جيدًا على ذرات العناصر الأخرى، وهو ما فشل نموذج بور في تحقيقه. ويسمى النموذج الذري الذي يعامل الإلكترونات على أنها موجات بالنموذج الموجي الميكانيكي للذرة أو **النموذج الميكانيكي الكمي للذرة**. وكما هو الحال في نموذج بور، يحدد النموذج الميكانيكي الكمي طاقة الإلكترون بقيم معينة، إلا أنه – بخلاف نموذج بور – لا يحاول وصف مسار الإلكترون حول النواة.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة.

أعتبر كل حل لمعادلة شرودنجر يمثل دالة موجية، ترتبط مع احتمال وجود الإلكترون ضمن حجم معين من الفراغ حول النواة. تذكّر من خلال دراستك للرياضيات أن حادثة ما ذات احتمال عالٍ تكون أكثر قابلية للحدوث من الحادثة ذات الاحتمال المنخفض.

موقع الإلكترون المحتمل تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الأبعاد للإلكترون حول النواة تُسمى **المستوى**، وهو يصف الموقع المحتمل لوجود إلكترون. يشبه المستوى الفرعي سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الإلكترون عند تلك النقطة. ويوضح **الشكل 14a–1** خريطة الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية) التي تصف الإلكترون في مستوى الطاقة الأدنى، كما أنها تُعد صورة لحظية لحركة الإلكترون حول النواة، حيث تمثل كل نقطة فيها موقع الإلكترون عند لحظة معينة من الوقت. وتمثل الكثافة العالية للنقاط قرب النواة احتمالًا كبيرًا لوجود الإلكترون في هذا الموقع. إلا أنه – بسبب عدم وجود حدود ثابتة للسحابة – من الممكن أيضًا أن يوجد الإلكترون على مسافة أبعد من النواة.

ماذا قرأت؟ **صف** أين توجد الإلكترونات في ذرة ما؟



الشكل 14–1 تمثل خريطة الكثافة احتمال وجود إلكترون في موقع معين حول النواة.
a. تظهر الكثافة العالية للنقاط قرب النواة أن احتمال وجود الإلكترون قرب النواة كبير جدًا.
b. يحتمل وجود الإلكترون بنسبة 90% ضمن المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة. وأحيانًا يتم اعتبار هذه المنطقة تمثيلاً لحدود الذرة. وفي هذا الرسم تمثل الدائرة مستطًا ثلاثي الأبعاد لكرة تحتوي على الإلكترونات.

التقويم

المهارة اطلب إلى الطلاب التوسع في الأفكار المطروحة هنا لتوقّع خواص الطيف الذي يمكن أن ينبعث من ذرات مشابهة للهيدروجين، مثل Li^{+} أو He^{2+} . أو اطلب إليهم توقّع ما يمكن أن يحدث لطيف الضوء المستمر إذا مرَّ عبر وعاء يحتوي على غاز الهيدروجين. ض م

ماذا قرأت؟ يحدِّد كلا النموذجين طاقة الإلكترون بقيم معيَّنة. وبخلاف نموذج بور، لا يقدم نموذج الكم وصفًا لمسار الإلكترون حول النواة.

تطبيقات الكيمياء

أشعة الليزر عندما يصطدم فوتون بذرة في حالة إثارة فإنه يحفزها على الانتقال إلى حالة الطاقة الأقل ومرسلة فوتونًا متناسقًا مع الفوتون الأول. ويعني التناسق أن للفوتون نفس الطول الموجي والطور (قمة مع قمة، قاعًا مع قاع). تنعكس الفوتونات في أشعة الليزر، من ذرات عديدة جيئة وذهابًا حتى تتكون حزمة صغيرة وكثيفة، يكون قطرها عادة 0.5 mm.

ويمكن تنظيم الليزر الطبي لإنتاج نبضات مختلفة في الطول الموجي والكثافة والزمن. فعلى سبيل المثال، يستطيع طبيب العيون أن يعيد تشكيل القرنية بإزاحة جزء من نسيجها بواسطة نبضات 10–ns من أشعة ليزر الأرجون ذي الطول الموجي 193 nm.

ولأنه يمكن تركيز حزم الليزر ضمن أقطار صغيرة فإنه يستخدم في جراحات داخل الجسم تستطيع أن تدمر الأنسجة المستهدفة دون التأثير سلبيًّا في الأنسجة المحيطة. وبالإضافة إلى ذلك، ونظرًا إلى إمكانية تمرير أشعة الليزر من خلال الألياف البصرية، يستطيع الأطباء أن يجروا عمليات في مناطق من الجسم لم يكن الوصول إليها ممكنًا. فعلى سبيل المثال، يمكن تمرير حزمة من أشعة الليزر من خلال الألياف البصرية داخل الشرايين لتدمير الجلطات.

ماذا قرأت؟ توجد الإلكترونات حول النواة في مواقع توصف فقط بخريطة احتمالات، ويتم اختيار حدود لاحتواء المنطقة التي يتوقع أن يوجد ضمنها الإلكترون 90% من الوقت.

المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

قد يعتقد الطلاب أن المسافات بين مستويات طاقة ذرة الهيدروجين متساوية.

الكشف عن المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

اطلب إلى الطلاب المقارنة بين مستويات طاقة ذرة الهيدروجين الموضحة في الشكل 6–1 وصفوف المقاعد. لا تكون المسافات بين مستويات طاقة ذرة هيدروجين متساوية بخلاف المسافات بين صفوف المقاعد فهي متساوية.

عرض المفهوم

اطلب إلى الطلاب حساب النسب E_n/E_{n-1} والمقارنة بينها بدءًا من E_2 إلى E_7 . $E_2/E_1 = 4$، $E_3/E_2 = 2.25$، $E_4/E_3 = 1.78$، $E_5/E_4 = 1.56$، $E_6/E_5 = 1.44$، $E_7/E_6 = 1.36$.

تقويم المعرفة الجديدة

اطلب إلى الطلاب استخدام نسب الطاقة المحسوبة في الفقرة السابقة لعمل مخطّطات لمستويات الطاقة للهيدروجين. سوف تبيِّن مخطّطات الطاقة اقتراب مستويات الطاقة للهيدروجين بعضها من بعض كلما ازدادت قيمة n. ض م

ماذا قرأت؟ يزداد عدد المستويات الفرعية للطاقة في المستوى الرئيس للطاقة كلَّما ازدادت قيمة n.

مستويات ذرة الهيدروجين Hydrogen's Atomic Orbitals

لأن حدود المستوى غير واضحة فليس للمستوى حجم ثابت ودقيق. وللتغلب على عدم التحديد المؤكد في موقع الإلكترون يرسم الكيميائيون سطحًا للمستوى يحتوي على 90% من الاحتمال الكلي لوجود الإلكترون. وهذا يعني أن احتمال وجود الإلكترون ضمن هذه الحدود هو 0.9، واحتمال وجوده خارجها هو 0.1. وبعبارة أخرى، فإن احتمال وجود الإلكترون قريبًا من النواة وضمن الحجم المعرف بالحدود أكثر من احتمال وجوده خارج ذلك الحجم. والدائرة في **الشكل 1–14b** تمثل 90% من مستوى الهيدروجين الأقل طاقة.

عدد الكم الرئيس تذكر أن نموذج بور قد عيّن أعداد الكم لمدارات الإلكترون. وعيّن النموذج الكمي بصورة مشابهة أربعة أعداد كم للمستويات الذرية. يعد العدد الأول هو **عدد الكم الرئيس** (n)، الذي يشير إلى الحجم النسبي وطاقة المستويات؛ إذ كلما ازدادت قيمة n زاد حجم المستوى، لذا يقضي الإلكترون وقتًا أكبر بعيدًا عن النواة، وتزداد طاقة الذرة. لذا تحدد n مستويات الطاقة الرئيسة للذرة، ويُسمى كل منها **بمستوى الطاقة الرئيس**. وقد أُعطي مستوى الطاقة الأدنى للذرة عدد كم رئيسي يساوي (1). وعندما يحتل إلكترون ذرة الهيدروجين الوحيد المستوى n=1 تكون الذرة في الحالة المستقرة. وقد تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين، أُعطيت أعدادًا (n) تتراوح بين 1 و 7.

مستويات الطاقة الثانوية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على **مستويات ثانوية**. ويتألف مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى ثانوي واحد، ومستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين ثانويين للطاقة، ومستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات ثانوية، وهكذا. ولمعرفة العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية بطريقة أفضل، انظر إلى **الشكل 1–15**. فكلما ارتفعت إلى أعلى تحتوي الصفوف على مقاعد أكثر. وكذلك يتزايد عدد المستويات الثانوية للطاقة في مستوى الطاقة الرئيس عندما تزداد قيمة n.

ماذا قرأت؟ وضح العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية.

الشكل 1–15 يمكن التفكير في مستويات الطاقة وكأنها صفوف المقاعد في هذا المسرح الأثري؛ إذ تحتوي الصفوف العليا على مقاعد أكثر. وبشكل مماثل، تحتوي مستويات الطاقة الأبعد عن النواة على مستويات ثانوية أكثر للطاقة.

مشروع الكيمياء

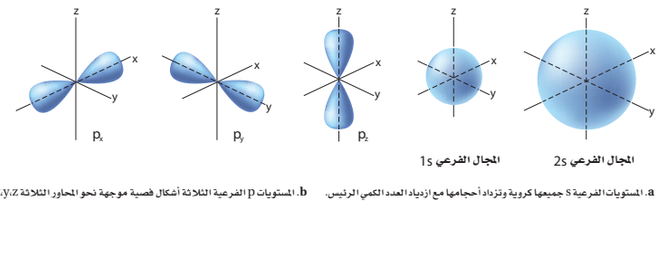
نماذج الذرة اطلب إلى الطلاب البحث في الأدلة التجريبية التي صاحبت تطور نماذج الذرة، واطلب إليهم أيضًا تضمين بحثهم كلًّا من نموذج تومسن، ورذرفورد، وبور، والنموذج الكمي. ض م

أشكال المستويات الفرعية تسمى المستويات الثانوية s، p، d، f حسب أشكال المستويات الفرعية. فمستويات s جميعها كروية الشكل، والمستويات p جميعها تتكون من فصين، أما مستويات d و f فليس لها الشكل نفسه. ويحتوي كل مستوى على إلكترونين كحد أعلى. ويكون شكل المستوى الثانوي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيس 1 كرويًّا مطابقًا لشكل المستوى الفرعي 1s الذي يوجد فيه. ويطلق على المستويين الثانويين في مستوى الطاقة الرئيس 2، 2p ، 2s. والمستوى الثانوي 2s يحوي المستوى الفرعي 2s ذا الشكل الكروي مثل شكل المستوى الفرعي 1s ولكنه أكبر حجمًا، كما في **الشكل 1–16a**.

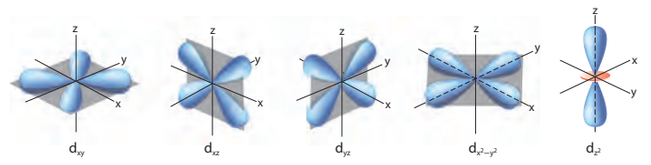
ويُمثّل المستوى الثانوي 2p بثلاثة مستويات فرعية يتكون كل منها من فصين، تُسمى: $2p_x$، $2p_y$، $2p_z$. وتعبِّر الأحرف x و y و z عن اتجاهات المستويات الفرعية p على المحاور x ، y ، z، كما في **الشكل 1–16b**.

ماذا قرأت؟ **صف** أشكال المستويين s و p.

الشكل 1–16 يحتوي كل مستوى فرعي على مستويات بأشكال مختلفة.



a. المستويات الفرعية s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس. b. المستويات p الفرعية الثلاثة أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x,y,z.



c. أربعة من مستويات d الفرعية لها الشكل نفسه، ولكنها تقع على مستويات في اتجاهات مختلفة، أما المستوى الفرعي d_{z^2} فله شكله المميز.

ماذا قرأت؟ مستويات s كروية، أمّا مستويات p الثلاثة فلها أشكال فصية موجهة نحو المحاور x، y، z.

إثراء

المستويات الفرعية قد يعتقد الطلاب أن الحروف s,p,d,f، التي تمثل المستويات الفرعية، عشوائية وربما غامضة. لذا وضّح لهم أن الحروف قد اشتقت من أوصاف خطوط الطيف، وهي:

(S–Sharp), (P –Principal), (d–diffused), (f–fundamental).

تطوير المفهوم

مستويات ذرة الهيدروجين أشر إلى التوزيع الاحتمالي لمستويات ذرة الهيدروجين 1s.2s.3s، واشرح للطلاب أن هذه التوزيعات تبيّن أين يوجد الإلكترون في الأغلب.

وأشر إلى أن التوزيع الاحتمالي لإلكترون 1s له حدّ أعلى بالقرب من النواة، ويمثّل هذا الحد منطقة كثافة إلكترونية عالية. وللمستوى الفرعي 2s منطقتا كثافة إلكترونية؛ حيث تكون كثافة الإلكترون أعلى في المنطقة الأكثر بعدًا عن النواة.

وتنفصل المنطقتان بعقدة كروية احتمال إيجاد الإلكترون فيها يساوي صفرًا. وللمستوى الفرعي 3s ثلاث مناطق كثافة إلكترونية وعقدتان، كما هو الحال مع المستوى الفرعي 2s، حيث تكون المنطقة ذات الكثافة الإلكترونية العالية هي الأبعد عن النواة.

دفتر الكيمياء

أشكال المستويات اطلب إلى الطلاب رسم أشكال المستويات الفرعية لذرة الهيدروجين 3s، 3p، 3d وزواياها، وتسمية هذه الرسوم وتضمينها دفاتر الكيمياء. ض م

التقويم

المعرفة اطلب إلى الطلاب بيان مستويي الطاقة اللذين يجب أن ينتقل بينهما الإلكترون؛ لإنتاج اللون البنفسجي في طيف الهيدروجين. $n=6 \leftarrow n=2$ ض م

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب إيضاح سبب احتواء مستويات الطاقة العليا على مستويات فرعية مرتبطة بعدد إلكترونات أكبر من مستويات الطاقة الأقل. تكون مستويات الطاقة العليا كبيرة، لذا من الطبيعي أن تحتوي على مستويات أكثر من مستويات الطاقة الأقل ذات الحجم الأصغر، ومن المعقول أن توجد الإلكترونات الأكثر في العدد الأكبر من المستويات الفرعية المرتبطة مع مستويات الطاقة العليا. ض م

إعادة التدريس

وضِّح أن موضع الإلكترون وسرعته ضمن المستوى الفرعي غير معروفين. ض م

التوسع

يمكن وصف كل إلكترون في الذرة بوساطة أربعة أعداد كميّة حسب نظرية الكَمّ، ثلاثة منها (n, l, m) متعلقة باحتمال وجود الإلكترون في الفراغ، أما القيمة الرابعة (m_s) فتتعلق باتجاه دوران الإلكترون – سواء في اتجاه عقارب الساعة أو عكسه، ويحدّد رقم الكم الرئيس (n) مستوى الطاقة الرئيس المرتبط مع الإلكترون. كما يحدد (l) المستوى الفرعي للطاقة ويصف شكل المنطقة من الفضاء التي يتحرك فيها الإلكترون. في حين يحدد (m) اتجاه المستوى في الفضاء الذي يحتوي الإلكترون. أما (m_s) فيحدد اتجاه دوران الإلكترون. ف م

الجدول 2-1 مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين

عدد الكم الرئيس (n)	المستويات الثانوية (أنواع المستويات الفرعية) الموجودة	عدد المستويات الفرعية في المستويات الثانوية	مجموع المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

يحتوي مستوى الطاقة الرئيس الثالث على ثلاثة مستويات ثانوية هي: 3s، 3p، 3d، حيث يحتوي كل مستوى ثانوي d خمسة مستويات فرعية ذات طاقة متساوية، أربعة من مستويات d الفرعية لها أشكال متشابهة ولكن اتجاهاتها مختلفة حول المستويات x، y، z، إلا أن المستوى الفرعي الخامس d_{z^2} له شكل واتجاه يختلفان عن المستويات الفرعية الأربعة السابقة. وأشكال مستويات d الفرعية واتجاهاتها موضحة في **الشكل 16c-1**. يحتوي مستوى الطاقة الرابع (n=4) على مستوى ثانوي رابع يُسمى المستوى الثانوي 4f، وهو يحتوي 7 مستويات فرعية ذات طاقة متساوية. وللمستويات الفرعية للمستوى الثانوي f أشكال معقدة متعددة الفصوص.

يلخص **الجدول 2-1** مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة للهيدروجين، والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية المرتبطة معها. لاحظ أن عدد المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي دائمًا عدد فردي، وأن أكبر عدد للمستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس يساوي n^2.

ويمكن أن يشغل إلكترون ذرة الهيدروجين في أي وقت مستويًا فرعيًّا واحدًا فقط. وتستطيع أن تعدّ المستويات الفرعية الأخرى مساحات شاغرة، أيْ متوافرة، يمكن أن يشغلها الإلكترون إذا ارتفعت طاقة الذرة أو انخفضت. فعلى سبيل المثال، عندما تكون ذرة الهيدروجين في الحالة المستقرة يحتل الإلكترون المستوى الفرعي 1s، فإذا اكتسبت الذرة كمية من الطاقة انتقل الإلكترون إلى أحد المستويات الفرعية الشاغرة. ويمكن للإلكترون اعتمادًا على كمية الطاقة المكتسبة أن ينتقل إلى المستوى الفرعي 2s، أو إلى أحد المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p، أو إلى أي مستوى فرعي شاغر آخر.

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اختر عناصر عدّة ليدرسها الطلاب، واطلب إليهم أن يعدّوا بطاقات تضم اسم العنصر على أحد جانبيها، ورمزه وتوزيعه الإلكتروني على الجانب الآخر. وخصص جزءًا من الحصة ليختبر الطلاب بعضهم بعضًا باستعمال هذه البطاقات. د م

التقويم 2-1

الخلاصة

- عزا نموذج بور طيف انبعاث الهيدروجين إلى انتقال الإلكترونات من مدارات ذات طاقة عالية إلى مدارات ذات طاقة منخفضة.
- تربط معادلة دي برولي طول موجة الجُسيم مع كتلته وترددها وثابت بلانك.
- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص الموجات.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد في الفراغ تُسمى المستويات الفرعية.

15. الفكرة الرئيسة **فسّر** لماذا يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء، حسب نموذج بور الذري؟
16. **عدّد** المستويات الثانوية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.
17. **حدّد** المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي s، وفي كل مستوى ثانوي p لمستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.
18. **فسر** لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير معلوم بدقة. مستخدمًا مبدأ هايزنبرج للشك والطبيعة الموجية – الجسيمية؟ وكيف يُعرف موقع الإلكترونات في الذرات؟
19. **احسب** مستعينًا بالمعلومات في **الجدول 1–1**، كم مرة يساوي نصفُ قطر مدار ذرة الهيدروجين السابع بالنسبة إلى نصف قطر مدارها الأول، حسب نظرية بور؟
20. **قارن** بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

التقويم 2-1

15. لأن طاقة الذرات محددة لذا تنبعث ترددات معيَّنة فقط من الإشعاع الصادر عن الذرة.

16. مستوى الطاقة الأول s، مستوى الطاقة الثاني s وp، مستوى الطاقة الثالث s وp وd؛ مستوى الطاقة الرابع s وp وd وf. كل مستوى من s يتعلق بمستوى كروي s. كل مستوى فرعي من p يتعلق بثلاثة مستويات في صورة عصا رفع الأثقال (p_z, p_y, p_x).

17. كل مستوى من s يحتوي مستوىً كرويًّا (s)، وكل مستوى ثانوي من P يحتوي ثلاثة مستويات فرعية (p_z, p_y, p_x).

18. للإلكترون خواص الموجة – الجسيم، وليس له موقع محدد في الفضاء. وينص مبدأ هايزنبرج للشك على أنه من المستحيل أن نعرف بدقة كلًّا من السرعة وموقع الجسيم في الوقت نفسه.

19. n=7: نصف القطر = 2.59 nm؛ n=1: نصف القطر = 0.0529 nm

$2.59 \div 0.0529 = 49.0$ مرة أكبر.

20. نموذج بور: يعد الإلكترون جسيمًا؛ وأن لذرة الهيدروجين حالات طاقة معيَّنة مسموح بها ولكنه لم يفسر السلوك الكيميائي للذرات. النموذج الكميّ: للإلكترون خواص موجية – جسيمية، وأن طاقة الإلكترون وتردده وطوله الموجي محددة بقيم معيَّنة، ولا يفترض أي افتراضات بخصوص مسار الإلكترون حول النواة.

1-3

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (3) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

تَعَلُّم تسلسل أوفباو

ارسم مخطط المستويات الفرعية على السبورة، وضع رمز كل مستوى فرعي، وارسم الأسهم القطرية التي تعكس سلسلة أوفباو. ثم اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا سلسلة المستويات الفرعية بتتبُّع الأسهم تسلسليًّا من أعلى إلى أسفل. 1s، 2s، 2p، 3s، 3p، 4s، 3d، 4p، 5s، 4d، 5p، 6s، 4f، 6p، d5، 5f، 7s، 6d، 7p، مبيِّنًا لهم أنه يمكنهم بناء مثل هذا الرسم للمستويات الفرعية، واستخدامه عندما يحتاجون إلى اتباع سلسلة أوفباو لتحديد كيفيَّة ترتيب الإلكترونات في الذرة. ض م

1–3

الأهداف

- **تطبق** مبدأ باولي ومبدأ أوفباو (البناء التصاعدي) وقاعدة هوند لكتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام طريقة رسم المربعات، وطريقة الترميز الإلكتروني، وطريقة ترميز الغاز النبيل.
- **توضح** المقصود بالكترونات التكافؤ، وترسم التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ في الذرة.

مراجعة المفردات

الالكترون: جُسيم ذو كتلة صغيرة جدًّا، سالب الشحنة، يتحرك بسرعة، موجود في كل أشكال المادة، ويتحرك في الفراغ المحيط بنواة الذرة.

المفردات الجديدة

التوزيع الإلكتروني

مبدأ أوفباو

مبدأ باولي (البناء التصاعدي)

قاعدة هوند

إلكترونات التكافؤ

التمثيل النقطي للإلكترونات

التوزيع الإلكتروني
Electron Configuration

الفكرة الرئيسة **يُحدَّد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثلاث قواعد.**

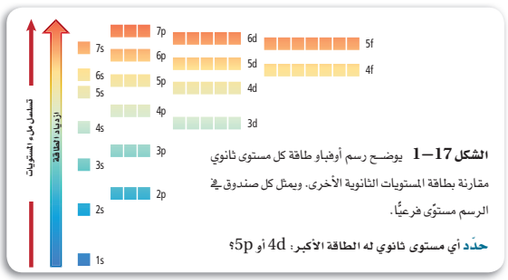
الربط مع الحياة عندما يصعد الطلاب إلى الحافلة يجلس كل منهم في مقعد وحده حتى تُشغَل المقاعد كلها، ثم يأتي آخرون فيشاركونهم الجلوس عليها. وكذلك الإلكترونات تملأ مستويات الطاقة بالطريقة نفسها.

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة
Ground –State Electron Configuration

يبدو لنا ترتيب إلكترونات ذرات العناصر الثقيلة أمرًا صعبًا، وخصوصًا أن هذه الذرات قد تحتوي على أكثر من 100 إلكترون. فإذا علمنا أن مستويات هذه الذرات تشبه مستويات ذرة الهيدروجين فإن ذلك يسمح لنا بترتيب إلكترونات هذه الذرات باستخدام قواعد قليلة محددة.

يُسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة **التوزيع الإلكتروني**. ولأن الأنظمة ذات الطاقة المنخفضة أكثر استقرارًا من الأنظمة ذات الطاقة العالية فإن الإلكترونات تميل إلى اتخاذ ترتيب يُعطي الذرة أقل طاقة ممكنة. ويسمى ترتيب الإلكترونات في الوضع الأقل طاقة والأكثر ثباتًا التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعنصر. وتحكم المبادئ أو القواعد – ومنها مبدأ أوفباو ومبدأ باولي وقاعدة هوند – كيفية ترتيب الإلكترونات في مستويات الذرة.

مبدأ أوفباو ينص **مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)** على أن كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقة. لذا فإن تحديد التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة يتطلب معرفة ترتيب المستويات الفرعية وفق تزايد طاقاتها. ويعرف هذا التسلسل برسم أوفباو، وهو موضح في **الشكل 17–1**، حيث يمثل كل صندوق في الشكل مستوًى فرعيًّا.



الشكل 17–1 يوضح رسم أوفباو طاقة كل مستوى ثانوي مقارنة بطاقة المستويات الثانوية الأخرى. ويمثل كل صندوق في الرسم مستوًى فرعيًّا.

حدِّد أي مستوى ثانوي له الطاقة الأكبر: 4d أو 5p؟

إجابة سؤال الشكل 17–1 5p

عرض توضيحي

طيف الانبعاث

الهدف توضِّح العلاقة بين تركيب اللافلزات الإلكتروني وطيف انبعاثها.

المواد والأدوات

أنابيب طيف H,Ne ؛ مزوّد أنبوب طيف؛ شريحة محزوز الحيود، أقلام ملونة أو طباشير.

احتياطات السلامة

توخّ الحذر بالقرب من مزوِّد الطاقة العالي الفولتية لأنابيب الطيف، وتوخّ الحذر أيضًا عند استعمال أنابيب الطيف لأن حرارتها ترتفع.

خطوات العمل

ألصق شريحة محزوز الحيود على بطاقة عنوان بقياس 3×5 cm، واطلب إلى الطلاب أن يشاهدوا الطيف المنبعث من الأضواء في الصف، وعتّم الغرفة بعد ذلك، واطلب إليهم أن يشاهدوا ذرات النيون المثارة في أنابيب طيف النيون المزودة بالطاقة. استخدم الأقلام الملونة لتسجيل الطيف المنبعث من النيون كما يرونه من خلال شريحة محزوز الحيود. وذكّر الطلاب أن ذرة النيون تحتوي على 10 إلكترونات. كرر الخطوات السابقة باستخدام أنبوب طيف الهيدروجين. ولأن للهيدروجين إلكترونًا واحدًا فاطلب إليهم أن يتوقّعوا ما إذا كان هناك خطوط أقل أو أكثر في طيف الهيدروجين.

النتائج

يحتوي طيف النيون الأحمر البرتقالي على بعض الخطوط الخضراء. وعادة ما تكون 3 خطوط هيدروجين من أربعة مرئيَّة.

2. التدريس

استخدام المفردات العلمية

مبدأ أوفباو وضِّح أن الاسم «أوفباو» مشتق من الألمانية أوفباون والتي تعني يهيئ أو يرتِّب . ض م

ماذا قرأت؟ ينص مبدأ أوفباو على أن كل إلكترون يشغل مستوى الطاقة الأدنى المتوافر. وينص مبدأ باولي على أنه يمكن أن يشغل إلكترونان، على الأكثر، مستوىً فرعيًّا واحدًا. وينص مبدأ هوند على أن الإلكترونات التي لها اتجاه الدوران نفسه تملأ المستويات المتساوية الطاقة أولاً، ثم تُضاف الإلكترونات الأخرى التي يكون اتجاه دورانها معاكسًا.

بناء نموذج

استخدم هذا النشاط لمساعدة الطلاب على فهم كيف ترتبط مستويات ذرة النيون وما بعدها من الذرات، مع مستويي الطاقة الأكثر انخفاضًا. واطلب إليهم العمل في مجموعات لبناء نموذج يوضح المستويات الفرعية لذرة النيون، وأن يستخدموا إليهم استخدام نماذج بولستيرين (ستايروفوم) في مستويات النيون 1s و $2p_x$ و $2p_y$ و $2p_z$، وقضبانًا معدنية في ربط نماذج المستويات. واطلب إليهم أيضًا استخدام مادة خامًا شفافة مثل الشبكة لتمثيل المستوى الفرعي 2s. ثم اطلب إلى كل مجموعة أن تعرض نموذجها على الصف. وتأكد من الإشارة إلى أن المستوى الفرعي الفعلي ليس له حدود معرَّفة كما هو الحال في النموذج. ض م تعلم تعاوني

الجدول 3-1 خواص رسم أوفباو

الخاصية	مثال
طاقة المستويات الفرعية في المستوى الثانوي جميعها متساوية.	المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p جميعها متساوية الطاقة.
في الذرة المتعددة الإلكترونات تكون طاقة المستويات الثانوية المختلفة ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد مختلفة.	طاقة المستويات الفرعية الثلاثة في المستوى الثانوي 2p أعلى من طاقة المستوى الفرعي 2s.
تسلسل زيادة طاقة المستويات الثانوية ضمن مستوى الطاقة الرئيس الواحد هو s، p، d، f.	فإذا كان n=4 فسيكون التسلسل لمستويات الطاقة الثانوية 4s, 4p, 4d, 4f.
تستطيع مستويات الطاقة الثانوية لمستوى رئيس أن تتداخل مع مستويات الطاقة الثانوية ضمن مستوى رئيس آخر.	تكون طاقة المستوى الفرعي في المستوى الثانوي 4s أقل من طاقة المستويات الفرعية الخمسة في المستوى الثانوي 3d.

يلخص **الجدول 3-1** عدة خواص لرسم أوفباو. وعلى الرغم من أن مبدأ أوفباو يصف التسلسل الذي تمتلئ فيه المستويات الفرعية بالإلكترونات إلا أنه من المهم أن نعرف أن الذرات لا تُبنى بإضافة إلكترونًا بعد الآخر.

مبدأ باولي يمكن تمثيل الإلكترونات في المستويات باستخدام الأسهم في المربعات. ولكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط معه، حيث يمثل السهم المتجه إلى أعلى ↑ دوران الإلكترون في اتجاه معين، ويمثل السهم المتجه إلى أسفل ↓ دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. ويمثل المربع الفارغ □ مستويًا فرعيًّا شاغرًا، كما يمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد يتجه إلى أعلى ↑ مستويًا فرعيًّا بإلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين أحدهما يتجه إلى أعلى والآخر إلى أسفل ↑↓ مستويًا فرعيًّا ممتلئًا.

وينص **مبدأ باولي** على أن عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد لا يزيد عن إلكترونين ويدور كل منهما حول نفسه باتجاه معاكس للآخر. واقترح الفيزيائي النمساوي باولي Pauli (1900–1958 م) هذا المبدأ بعد ملاحظة الذرات في حالات الإثارة. ويُمثَّل المستوى الفرعي الذي يحتوي على زوج من الإلكترونات ذات الدوران المتعاكس بـ ↑↓ . ولأن كل مستوى فرعي لا يستطيع احتواء أكثر من إلكترونين فإن الحد الأعلى للإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيس يساوي $2n^2$.

قاعدة هوند إن حقيقة تنافر الإلكترونات المشحونة بشحنة سالبة لها تأثير كبير في توزيع الإلكترونات في مستويات فرعية متساوية الطاقة. وتنص **قاعدة هوند Hund's** على أن الإلكترونات تتوزع في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بحيث تحافظ على أن يكون لها الاتجاه نفسه من حيث الدوران، قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المستويات نفسها. فعلى سبيل المثال، تُملأ مستويات 2p الفرعية الثلاثة بإلكترونات منفردة، ثم تحدث عملية الازدواج. ويوضح الشكل الآتي تسلسل دخول ستة إلكترونات في مستويات p الفرعية.

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

ماذا قرأت؟ **اذكر** نص القوانين الثلاثة التي تعرّف كيفية ترتيب الإلكترونات في الذرات.

المفردات

أصل الكلمة

"أوفباو Aufbau"

من الكلمة الألمانية aufbauen، والتي تعني يهيئ أو يرتب.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

التحليل

1. اكتب التوزيع الإلكتروني للنيون والهيدروجين
Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$, H: $1s^1$

2. ما لون النيون في حالة الإثارة؟ يكون غاز النيون في حالة الاستقرار شفافًا وعديم اللون، أما في حالة الإثارة فيكون لونه أحمر – برتقاليًّا.

3. أيُّ الطيفين يحتوي خطوطًا أكثر: الهيدروجين أم النيون؟ ولماذا؟ للنيون خطوط أكثر من الهيدروجين؛ لأن إلكتروناته العشرة لها عدد أكبر من تنقّلات الطاقة الممكنة.

التقويم

المهارة اطلب إلى الطلاب مشاهدة أنبوب الطيف المهتاج لعنصر آخر مثل الزئبق، وأن يتوقعوا ما إذا كان طيف Hg يحتوي خطوطًا أكثر من النيون والهيدروجين بسبب احتوائه على 80 إلكترونًا.

لا؛ لأنّ Hg له خطوط أقل في الطيف المرئي. وعلى أي حال هناك خطوط إضافيّة عدّة للزئبق في طيف الأشعة فوق الحمراء وتحت البنفسجيّة. ض م

إجابة سؤال الشكل 18–1 **10**

التعلُّم البصري

الجدول 4–1 اطلب إلى الطلاب كتابة ترميز التوزيع الإلكتروني الذي يُظهر عدد إلكترونات ذرة الفوسفور المتعلقة بالمستوى الثانوي 3p. $3p_x^1\ 3p_y^1\ 3p_z^1$ والمستويات الثانوية للكلور 3s و3p $3s^2\ 3p_x^2\ 3p_y^2\ 3p_z^1$ **ض م**

تطوير المفهوم

قاعدة هوند اطلب إلى الطلاب أن يفكّروا في التشابه بين قاعدة هوند وسلوك الركاب عند ركوبهم حافلة خالية تمامًا من الركاب. يميل الركاب عادة إلى الجلوس في صفوف متفرقة فإذا شغلوا المقاعد كلها، ولم يعد هناك مقاعد خالية فعندها يبدأ الركاب في الجلوس كل اثنين في مقعد واحد. ويحدث الشيء نفسه للإلكترونات؛ إذ تشغل الإلكترونات المستويات الفرعية فرادى، ثم تبدأ في تشكيل أزواج من الإلكترونات. **د م** **ض م**

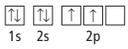
الشكل 18–1 تداخل مستويات 1s، 2s، 2p لذرة النيون.

حدد كم إلكترونًا في ذرة النيون؟

التوزيع الإلكتروني Electron Arrangement

تستطيع أن تمثل التوزيع الإلكتروني للذرة بإحدى الطرائق الآتية: رسم مربعات المستويات، أو الترميز الإلكتروني، أو ترميز الغاز النبيل.

رسم مربعات المستويات يمكن التعبير عن الإلكترونات في المستويات الفرعية بأسهم في المربعات؛ إذ يُعنوَن كل مربع بعدد الكم الرئيس ومستوى الطاقة الفرعي في المستوى الثانوي. فعلى سبيل المثال، مستويات ذرة الكربون في الحالة المستقرة تحتوي على إلكترونين في المستوى الفرعي 1s؛ وإلكترونين في المستوى الفرعي 2s، وإلكترونين في مستويين فرعيين من مستويات 2p الفرعية الثلاثة، كما هو موضح:



الترميز الإلكتروني يعبر الترميز الإلكتروني عن مستوى الطاقة الرئيس والمستويات الثانوية المرتبطة مع كل المستويات الفرعية في الذرة، ويتضمن أيًّا يمثل عدد الإلكترونات في المستوى. فيكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون في الحالة المستقرة في صورة $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$.

ويوضح **الشكل 18–1** كيفية تداخل مستويات $1s\ 2s\ 2p_x\ 2p_y\ 2p_z$ لذرة النيون.

ويبين **الجدول 4–1** رسم مربعات المستويات والترميز الإلكتروني للعناصر في الدورتين الأولى والثانية من الجدول الدوري للعناصر.

وتحتل إلكترونات الصوديوم العشرة الأولى المستويات 1s 2s 2p، ويدخل الإلكترون

الجدول 4-1 الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات للعناصر من 1 إلى 10

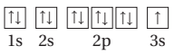
العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات المستويات	الترميز الإلكتروني
الهيدروجين H	1	↑	$1s^1$
الهيليوم He	2	↑↓	$1s^2$
الليثيوم Li	3	↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^1$
البيريليوم Be	4	↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2$
البورون B	5	↑↓ ↑↓ ↑ ☐ ☐	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
الكربون C	6	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ☐	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
النيتروجين N	7	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
الأكسجين O	8	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
الفلور F	9	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
النيون Ne	10	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى ابحث عن طرائق لتشجيع الطلاب ومساعدتهم على أن يتعلموا ترميز التوزيع الإلكتروني. ومن هذه الطرائق قيام كل منهم برسم مبدأ أوفباو على أحد جوانب بطاقة 4×6 أو 7×5، ورسم المستوى الفرعي على الجانب الآخر. لذا، عزّز ثقة الطلاب بأن تحثّهم على استخدام البطاقات وهم يمارسون ترميز التوزيع الإلكتروني للعناصر المختلفة. **د م**

الحادي عشر المستوى 3s اعتمادًا على مبدأ أوفباو. لذا يكون الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات للصوديوم على النحو الآتي:

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



ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة) طريقة لتمثيل التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الموجودة في العمود الأخير من الجدول الدوري، ويحتوي مدارها الأخير (ما عدا الهيليوم) على ثمانية إلكترونات، وهي عادة مستقرة. وتستخدم الأقواس المربعة في ترميز الغاز النبيل.

فعلى سبيل المثال، [He] يمثل التوزيع الإلكتروني للهيليوم $1s^2$، و [Ne] يمثل التوزيع الإلكتروني للنيون $1s^2 2s^2 2p^6$. قارن بين التوزيع الإلكتروني للنيون والصوديوم أعلاه. ولاحظ أن التوزيع الإلكتروني للمستويات الداخلية للصوديوم مماثل للتوزيع الإلكتروني للنيون. ويمكن أن تختصر التوزيع الإلكتروني للصوديوم باستخدام ترميز الغاز النبيل على النحو الآتي $[Ne]3s^1$. ويوضح **الجدول 5-1** التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الثالثة بطريقتي الترميز الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل.

ماذا قرأت؟ **وضح** كيف يُكتب ترميز الغاز النبيل لعنصر ما؟ وما ترميز الغاز النبيل للكالسيوم؟

المفردات

الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام الشائع

الدورة

الاستخدام العلمي: صفٌّ أفقي من العناصر في الجدول الدوري الحديث. *هناك سبع دورات في الجدول الدوري الحديث للعناصر.*

الاستخدام الشائع: فترة من الوقت محددة بواسطة ظاهرة متكررة. *تستغرق دورة الأرض حول الشمس سنة واحدة.*

الجدول 5-1 التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18

العنصر/رمزه	العدد الذري	طريقة الترميز الإلكتروني	طريقة ترميز الغاز النبيل (الطريقة المختصرة)
الصوديوم Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[Ne]\ 3s^1$
الماغنسيوم Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne]\ 3s^2$
الألومنيوم Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[Ne]\ 3s^2 3p^1$
السليكون Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]\ 3s^2 3p^2$
الفوسفور P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$[Ne]\ 3s^2 3p^3$
الكبريت S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne]\ 3s^2 3p^4$
الكلور Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[Ne]\ 3s^2 3p^5$
الأرجون Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[Ne]\ 3s^2 3p^6$ أو $[Ar]$

التقـــويـــم

المعرفـة اطلـب إلى الطلاب أن يكتبـوا التوزيع الإلكتروني لـذرات عناصـر الدورة الثالثـة في الجدول الـدوري جميعها، ويكوّنـوا جـدولًا يحتوي على المسـتويات الفرعيـة والتمثيل النقطي للإلكترونات. ض م

الخلفية النظرية

استثناءات أخرى للتوزيع المتوقَّع

تصبح استثناءات التوزيع المتوقّع في حالة الاستقرار أكثر عددًا بيـن العناصـر الانتقاليـة فـي الـدورات 5 و6. في الـدورة 5. للنيوبيـوم $[Kr]\ 5s^1\ 4d^4$، وللموليبدنيـوم $[Kr]\ 5s^1\ 4d^5$، وللروثينيـوم $[Kr]\ 5s^1\ 4d^7$؛ وللروديـوم $[Kr]\ 5s^1\ 4d^8$ ، وللبالاديوم $[Kr]\ 4d^{10}$، وللفضة $[Kr]\ 5s^1\ 4d^{10}$.

أمـا الـدورة 6: فاللانثانيـوم $[Xe]\ 6s^2 4f^0 5d^1$. والبلاتيـن $[Xe]\ 6s^1\ 4f^{14}\ 5d^9$، والذهب $[Xe]6s^1\ 4f^{14}\ 5d^{10}$

ماذا قرأت؟ يتم اسـتخدام الأقـواس المربعة عند كتابة الترميـز لتـدل على توزيـع إلكتروني مسـتقر لعنصـر نبيل، ثم استكمال بقية التوزيع الإلكتروني للعنصر؛ Ca: $[Ar]\ 4s^2$

التنـوع الثقافي

تطور الألعاب النارية وضّح أن الصينيين هم أول من استخدموا الألعاب النارية، وذلك في القرن الثاني قبل الميلاد تقريبًا. وبعد اختراع مسحوق المتفجرات الأسود المسمى جنج بو، طوّر الصينيُّون البودرة السوداء "مفرقعات المسحوق الأسود النارية" والتي تولد انفجارات عالية الصوت. ويعتقد أغلب العلماء أن الصينيين استخدموا هذه المفرقعات لتخويف الأرواح الشريرة والاحتفال بالأعراس والمواليد والانتصارات وخسوف القمر. ولقد أصبحت الألعاب النارية ملوَّنة وأكثر تشويقًا في ثلاثينيَّات القرن الثامن عشر، عندما أضاف خبراء الصواريخ النارية الإيطاليون كلورات البوتاسيوم إلى الخليط، حيث وفرت كلورات البوتاسيوم المزيد من الأكسجين للتفاعل الكيميائي، مما جعله يحترق بسرعة أكبر وعند درجات حرارة أعلى؛ مما أتاح للإيطاليين إضافة مركبات متنوعة غير عضوية تحترق عند درجات حرارة عالية وتصنع الألوان البراقة. وتعود الألوان في المفرقعات النارية إلى انتقالات الإلكترون في الذرات الفلزية إلى هذه المركبات غير العضوية.

التعزيز

تسلسل مستويات الطاقة أشر إلى أن بعض الكتب المدرسية والمراجع العلمية والجداول الدورية تظهر التوزيع الإلكتروني مكتوبًا في تسلسل مستويات ثانوية بدلًا من تسلسل أوفباو. لذا، عزِّز الفهم لدى الطلاب بأن استخدام تسلسل المستوى الثانوي للتوزيع الإلكتروني لا يجعل تسلسل أوفباو باطلًا.

ض م

استراتيجية حل المسألة

طبّق الاستراتيجية

$[Kr]\ 5s^2\ 4d^2$

مسائل تدريبية

21. a. $[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$

b. $[Kr]5s^2$

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

d. $[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^5$

e. $[Xe]6s^2 4f^9$

f. $[Ar]4s^2 3d^2$

22. 5; 11

23. 6

24. الأنديوم.

25. $[Xe]6s^2$ ، الباريوم

استثناءات التوزيع الإلكتروني يمكن استخدام رسم أوفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا للعناصر التي تبدأ من الفاناديوم ذي العدد الذري 23 وما بعده. ولكن إذا استمرت في توزيع الإلكترونات بالطريقة نفسها فإن التوزيع الإلكتروني للكروم سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$ وللنحاس سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$ وهما غير صحيحتين. أما التوزيع الإلكتروني الصحيح للكروم $[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$، وللنحاس $[Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$. وتوضح التوزيعات الإلكترونية لهذين العنصرين – كما هو الحال لعناصر أخرى – حالة الاستقرار للمستويات نصف الممتلئة والممتلئة d و s.

استراتيجية حل المسألة

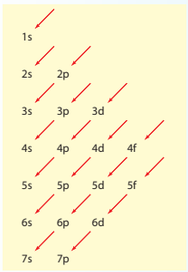
ملء مستويات الطاقة

تستطيع أن تكتب التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة لأي عنصر كيميائي باستخدام رسم المستويات الثانوية واتباع الأسهم.

1. ارسم شكل المستويات الثانوية على ورقة بيضاء.
2. حدد عدد إلكترونات ذرة واحدة من العنصر الذي تريد كتابة توزيعه الإلكتروني، علمًا بأن عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة يساوي العدد الذري للعنصر.
3. ابدأ بالمستوى 1s، واتبع تسلسل أوفباو للمستويات، وفي أثناء تقدمك أضف الأسس التي تشير إلى عدد الإلكترونات في كل مستوى، واستمر في ذلك حتى يكون لديك مستويات كافية لاستيعاب العدد الكلي من الإلكترونات في ذرة العنصر.
4. طبق ترميز الغاز النبيل.

طبق الاستراتيجية

اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للزركونيوم Zr.



ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

مسائل تدريبية

21. اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر الآتية:

a. البروم Br
b. الإسترانشيوم Sr
c. الأنتيمون Sb
d. الرينيوم Re
e. التيربيوم Tb
f. التيتانيوم Ti

22. تحتوي ذرة الكلور في الحالة المستقرة على سبعة إلكترونات في المستويات الفرعية لمستوى الطاقة الرئيس الثالث. ما عدد الإلكترونات التي تشغل مستويات p الفرعية من إلكترونات التكافو السبعة؟ وما عدد الإلكترونات التي تشغل مستويات p من الإلكترونات السبعة عشر الأصلية الموجودة في ذرة الكلور؟

23. عندما تتفاعل ذرة كبريت مع ذرات أخرى فإن إلكترونات مستوى الطاقة الثالث هي التي تشارك في التفاعل. ما عدد هذه الإلكترونات في ذرة الكبريت؟

24. عنصر توزيعه الإلكتروني في الحالة المستقرة $[Kr]\ 5s^2 4d^{10} 5p^1$، وهو ينتمي إلى أشباه الموصلات، ويستخدم في صناعة سبائك عدة. ما هذا العنصر؟

25. تحفيز تحتوي ذرة عنصر في حالتها المستقرة إلكترونين في مستوى الطاقة الرئيس السادس. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر باستخدام ترميز الغاز النبيل، وحدد العنصر.

طرائق تدريس متنوعة

المعاقون بصريًا اصنع نماذج ورقيَّة لمستويات s, p, d، أو قم بشرائها، واسمح للطلاب المعاقين بصريًا أن يتحسسوا هذه النماذج ويتلمّسوها لكي يتعرفوا أشكالها واتجاهاتها بصورة أفضل. د م

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons

تحدد إلكترونات التكافؤ – الخواص الكيميائية للعنصر. وتعرف **إلكترونات التكافؤ** بأنها إلكترونات المستوى الخارجي للذرة . فعلى سبيل المثال، تحتوي ذرة الكبريت على 16 إلكترونًا، ستة منها فقط تحتل مستويات 3s و 3p الخارجية، وهي إلكترونات التكافؤ، كما هو موضح في التوزيع الإلكتروني الآتي:

$$S: [Ne]\,3s^2\,3p^4$$

وعلى الرغم من أن لذرة السيزيوم 55 إلكترونًا فإن لها إلكترون تكافؤ واحدًا، في المستوى 6s، كما هو موضح في التوزيع الإلكتروني الآتي:

$$Cs: [Xe]\,6s^1$$

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس) يمثل الكيميائيون عادة إلكترونات التكافؤ التي تشارك في تكوين الروابط الكيميائية باستخدام طريقة مختصرة، تسمى **التمثيل النقطي للإلكترونات**، وفيها يكتب رمز العنصر الذي يمثل نواة الذرة ومستويات الطاقة الداخلية، محاطًا بنقاط تُمثِّل إلكترونات المستوى الخارجي جميعها. وقد اقترح الكيميائي الأمريكي لويس Lewis (1875–1946م) هذه الطريقة عندما كان يدرّس مادة الكيمياء في الجامعة عام 1902م.

وعند كتابة التمثيل النقطي للإلكترونات تُمثل النقاط إلكترونات التكافؤ وتوضع نقطة واحدة في كل مرة على الجوانب الأربعة للرمز (دون مراعاة التسلسل)، ثم تكرر هذه العملية لتصبح النقاط في صورة أزواج حتى تُستخدم النقاط جميعها. يوضح **الجدول 6–1** التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الثانية في الحالة المستقرة بطريقتي الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس).

الجدول 6-1 الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات

العنصر/رمزه	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	التمثيل النقطي للإلكترونات
الليثيوم Li	3	$1s^2\,2s^1$	Li·
البيريليوم Be	4	$1s^2\,2s^2$	·Be·
البورون B	5	$1s^2\,2s^2\,2p^1$	·Ḃ·
الكربون C	6	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	·Ċ·
النيتروجين N	7	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	·N̈·
الأكسجين O	8	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	:Ö·
الفلور F	9	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	:F̈·
النيون Ne	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	:N̈e:

استخدام المفردات العلمية

التكافؤ وضِّح للطلاب أن بعض الكتب المدرسية والمراجع العلمية تستخدم مصطلح (تكافؤ) بدلًا من عدد التأكسد. فقد تذكر بعض الكتب على سبيل المثال أن تكافؤ الأكسجين هو 2– .

الخلفية النظرية

إلكترونات التكافؤ وضِّح للطلاب أن بعض إلكترونات المستوى الداخلي d تُعدّ إلكترونات تكافؤ للعناصر الانتقالية. فرغم أن لذرة الحديد مثلًا إلكترونان في المستوى 4s، إلَّا أن إلكترونًا إضافيًّا مرتبطًا مع أحد المستويات الفرعية 3d قد يشارك على الأغلب في الرابطة. وفي ذرة المنجنيز قد يشترك خمسة إلكترونات من المستوى 3d .

دفتر الكيمياء

ماذا لو وُجد نظام شمسي آخر؟

اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا مواضيع لعرضها في صحيفة المدرسة حول مركبة فضائية تتجه إلى كوكب في نظام شمسي آخر. وعليهم أن يكتشفوا في هذا النظام الشمسي الجديد أن كل مستوى فرعي في مواد الكوكب الصلبة والسائلة والغازية قد يحتوي ثلاثة إلكترونات بدلًا من اثنين. وينبغي أن يركّزوا توقعاتهم حول خواص العناصر على هذا الكوكب الجديد. ض م

مثال في الصف

سؤال كم إلكترونًا يظهر في التركيب النقطي لإلكترونات كلٍّ من ذرات الليثيوم والبوتاسيوم، وذرات الفلور واليود، وذرات البورون والثاليوم؟

الإجابة يحتوي الليثيوم والبوتاسيوم نقطة واحدة لكلٍّ منهما، ويحتوي الفلور واليود سبع نقاط. أما البورون والثاليوم فيحتويان على ثلاث نقاط.

مسائل تدريبية

26. a) $\dot{M}g$ b) $\cdot\dot{T}l\cdot$ c) $:\ddot{X}e:$

27. الألومنيوم؛ 3 إلكترونات.

28. الهيليوم

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب أن يتوقعوا العدد الأعلى من الإلكترونات التي يمكن أن تتواجد في مستويات الطاقة الرابع والخامس – مع افتراض أن العنصر موجود ويحتوي على الإلكترونات الكافية، ثم أعط الطلاب المعادلة $2n^2$، التي يمكن أن تُستخدم في حساب عدد الإلكترونات المرتبطة مع كل قيم n. 32 و50 إلكترونًا على التوالي. ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا التمثيل النقطي لإلكترونات عنصر الإسترانشيوم. يتكون هذا التركيب من الرمز Sr ونقطتين. واطلب إليهم الإجابة عن السؤال: ماذا تمثل النقطتان؟ تمثلان إلكترونين في المستوى الخارجي للإسترانشيوم 5s. ثم اسأل بعد ذلك ما الذي لا يحدده التمثيل النقطي للإلكترونات في ذرة الإسترانشيوم؟ لا يحدّد المستوى الذي يحتوي على إلكترونين، ولا يعطي أي معلومات عن إلكترونات المستويات الداخلية. ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب أن يتعرفوا العناصر التي لها التوزيع الإلكتروني الآتي في الحالة المستقرة:

$[Ar]\ 4s^2\ 3d^5$ منجنيز

$[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^3$ بزموث ض م

مثال 3-1

التمثيل النقطي للإلكترونات تحتوي بعض معاجين الأسنان على فلوريد القصديروز، وهو مركب من القصدير والفلور. ما التمثيل النقطي لإلكترونات القصدير Sn؟

1 تحليل المسألة

بالرجوع إلى الجدول الدوري للعناصر، حدّد العدد الذري لعنصر القصدير، واكتب توزيعه الإلكتروني، وحدد عدد إلكترونات تكافئه، ثم استخدم قواعد التمثيل النقطي للإلكترونات لرسم التمثيل النقطي الإلكتروني له (تمثيل لويس).

2 حساب المطلوب

اكتب التوزيع الإلكتروني للقصدير باستخدام ترميز الغاز النبيل. أقرب غاز نبيل هو الكريبتون Kr

العدد الذري للقصدير 50، لذا تحتوي ذرة القصدير على 50 إلكترونًا.

$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$

تمثل إلكترونات $5s^2$ و $5p^2$ إلكترونات التكافؤ الأربعة للقصدير.

ارسم أربعة إلكترونات حول رمز القصدير الكيميائي Sn لتوضيح التمثيل النقطي الإلكتروني للقصدير $\cdot\dot{S}\dot{n}\cdot$

3 تقويم الإجابة

تم استخدام الرمز الصحيح للقصدير Sn وقواعد التمثيل النقطي للإلكترونات بصورة صحيحة.

مسائل تدريبية

26. ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات العناصر الآتية:

a. الماغنسيوم Mg b. الثاليوم Tl c. الزينون Xe

27. تحتوي ذرة عنصر على 13 إلكترونًا. ما هذا العنصر؟ وكم إلكترونًا يظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات؟

28. تحفيز يحتمل أن يكون عنصر في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي العادي أحد العناصر الآتية: الهيدروجين، أو الهيليوم، أو النيتروجين أو الأكسجين، أو الفلور، أو الكلور، أو النيون. ما هذا العنصر إذا علمت أن التمثيل النقطي الإلكتروني له $\cdot\ddot{X}\cdot$؟

التقويم 3-1

الخلاصة

- يُسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني للذرة.
- يُحدَّد التوزيع الإلكتروني للذرة بمبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.
- تُحدِّد إلكترونات تكافؤ العنصر خواصه الكيميائية.
- يمكن تمثيل التوزيع الإلكتروني باستخدام رسم مربعات المستويات، والترميز الإلكتروني، والتمثيل النقطي للإلكترونات.

29. الفكرة الرئيسة طبق مبدأ باولي، ومبدأ أوفباو، وقاعدة هوند، لكتابة التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:

a. السليكون Si b. الفلور F c. الكالسيوم Ca d. الكربتون Kr.

30. عرّف إلكترونات التكافؤ.

31. ارسم تسلسل ملء المستويات الفرعية الخمسة للمستوى الثانوي d بعشرة إلكترونات.

32. التوسع عنصر لم يعرف بعد ولكن إلكتروناته تملأ المستويات الفرعية للمستوى الثانوي 7p. ما عدد إلكترونات ذرة هذا العنصر؟ اكتب توزيعه الإلكتروني باستخدام ترميز الغاز النبيل.

33. تفسير الرسوم العلمية ما التمثيل النقطي لإلكترونات ذرة السيلينيوم؟ فسّر إجابتك.

a. $\cdot\ddot{S}\cdot$ b. $\cdot\ddot{S}\cdot$ c. $\cdot\ddot{S}\cdot$ d. $\cdot\ddot{S}\cdot$

التقويم 3-1

29. a. $Si: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$

b. $F: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

c. $Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

d. $Kr: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^6$

30. الإلكترونات في المستوى الخارجي للذرة.

31. تشغل الإلكترونات المفردة في اتجاه الدوران نفسه المستويات المتساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية ذات اتجاه الدوران المعاكس المستوياتِ نفسها.

32. 118 إلكترونًا، $[Rn]\ 7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^6$

33. C صحيح ؛ a يظهر 3 مستويات تحتوي على إلكترونين. b يظهر مستوىً واحدًا يحتوي على 3 إلكترونات. d له رمز غير صحيح.

الكيمياء والصحة

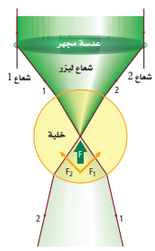
ملاقط الليزر

يستطيع العلماء الإمساك بخلية واحدة باستعمال ملاقط تختلف عن المتعارف عليها؛ إذ تتكون هذه الملاقط من حزمتي ليزر يمكنها التقاط الأشياء الصغيرة جدًّا، ومنها الخلايا والذرات المفردة.

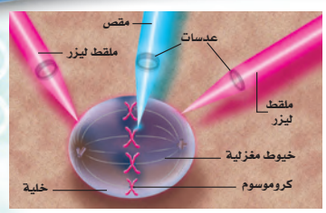
ولعلك سمعت عن استخدام الليزر في قطع الأشياء؛ إذ تستخدم مقصات الليزر في بعض العمليات الجراحية. ولكن من المثير للدهشة أن الليزر يمكنه الإمساك بالخلايا الحية والأجسام الصغيرة دون إتلافها. فكيف تتمكن حزم الضوء من تثبيت الأشياء في أماكنها؟

الإمساك باستخدام الضوء عند مرور الأشعة الضوئية من خلال خلية ما فإنها تغير من اتجاهها قليلاً، وهذا مشابه لكيفية انحناء أشعة الضوء عند مرورها بوسط مائي، كحوض السمك مثلاً.

وعندما تنحني أشعة الضوء تبذل قوة صغيرة جدًّا لا تؤثر في الأجسام الكبيرة مثل حوض السمك، ولكن الخلايا الصغيرة تستجيب لهذه القوة. وإذا تم توجيه أشعة الضوء في الاتجاه الصحيح أمكنها عندئذٍ تثبيت جسم صغير في مكانه، كما في **الشكل 1**.



الشكل 1 تنحني الحزمة الضوئية في أثناء مرور أشعة الليزر من خلال الخلية، وتبذل الحزمة قوة صغيرة على الخلية تعمل في الاتجاه المعاكس، وتثبت هذه القوة الخلية في مكانها.



الشكل 2 تستطيع أشعة الليزر الأصغر اختراق العضيات الموجودة داخل الخلايا الحية.

الليزر والسرطان أين يستخدم العلماء هذه الملاقط الصغيرة؟ تقوم مجموعة من العلماء باستخدامها لدراسة عضيات الخلية الصغيرة. فهم يدرسون القوى التي تبذلها الخيوط المغزلية وتجمع الأنيبيبات الدقيقة التي تنسق انقسام الخلية. فترشد هذه الخيوط المغزلية الكروموسومات المنسوخة إلى الجوانب المتعاكسة من الخلية، وهو دور رئيس في انقسام الخلية. وعلى أي حال لا يعرف العلماء تمامًا كيف تقوم هذه الخيوط المغزلية بوظيفتها.

استخدمت مقصات الليزر الصغيرة لقطع أجزاء من الكروموسومات خلال عملية انقسام الخلايا. واستخدمت ملاقط الليزر بعد ذلك لتحريك القطع داخل الخلية وحول الخيوط المغزلية، كما في **الشكل 2**. وبمعرفة القوة التي تمسك بها الملاقط الكروموسومات يستطيع العلماء قياس القوة المقابلة التي تبذلها الخيوط المغزلية. ويأمل العلماء أن يعرفوا كيف تعمل الخيوط المغزلية خلال عملية انقسام الخلية، مما يساعدهم على معرفة الأمراض المرتبطة مع انقسام الخلية، ومنها السرطان الذي تنقسم فيه الخلايا بصورة غير قابلة للتحكم.

الكتابة في الكيمياء

أشعة الليزر يستخدم الليزر في أنواع متعددة من الأجهزة المستعملة في الحياة اليومية. ابحث عن الأنواع المختلفة من الليزر التي نستخدمها في حياتنا، وتعرّف نوع الضوء الذي يستخدمه كل جهاز. ثم لخص نتائج البحث في دفتر العلوم.

الكتابة في الكيمياء

ملخص قد يُضمِّن بعض الطلاب في قوائم الليزر المستخدم في حياتهم اليومية: ماسحات الليزر الموجودة في المحال والمكتبات لقراءة خطوط الحاسوب المحددة لثمن السلعة، وأجهزة تشغيل الأقراص المدمجة، ومؤشرات الليزر، كما تستخدم قوات الأمن حزم الليزر تحت الحمراء غير المرئية بدل أنظمة الرادار لملاحظة السيارات المسرعة.

الهدف

يتعلَّم الطلاب كيفيَّة استخدام أشعة الليزر في الملاقط الميكروسكوبية والمقصات في العمليات الجراحية الصغيرة.

الخلفية النظرية

كلمة الليزر (LASER) مشتقة من الحروف الأولى للكلمات Light Amplification By Stimulated Emission of Radiation ، وتعني تضخيم الضوء بالانبعاث المستثار للإشعاع. ويمكن أن يقارن ضوء الليزر بالأشكال الأخرى للضوء الملوَّن كالذي يصدر عن مصابيح النيون، ولأجزاء الضوء في حزمة الليزر والتي تسمى فوتونات الطولُ الموجي نفسه. والطول الموجي يحدِّد لون الضوء. وجميع هذه الفوتونات متوافقة معًا. وتسمى هذه الخاصية التناسقَ؛ وهي الفاصل بين أشعة الليزر وأشعة مصادر الضوء الأخرى.

استراتيجيات التدريس

كوّن ثلاثة نماذج؛ أحدها لخليّة، والثاني لجزيء، والثالث لذرة؛ لاتخاذها تمرينًا داخل الصف، فإذا كانت الذرة في حجم نقطة قطرها 1cm يكون قطر جزيء السكر 10 cm تقريبًا، ويكون قطر الخلية في الإنسان 200,000 cm (2km). وقد تؤدي مثل هذه المقارنة إلى جعل الطلاب يعتقدون أن الخلايا كبيرة، ولكن الأمر ليس كذلك، وإنما هذا يوضح مدى صغر الذرات، ويكون طول الإنسان على هذا المقياس 150,000 km وهذا يساوي نصف المسافة بين الأرض والقمر.

دليل مراجعة الفصل

استخدام المفردات

لتعزيز معرفة الطلاب بمفردات الفصل، اطلب إليهم كتابة جملة واحدة لكل مصطلح في الفصل. ض م

استراتيجيات المراجعة

اطلب إلى الطلاب أن:

- يكتبوا المعادلة التي تربط بين التردد وطول الموجة. ض م
- يكتبوا المعادلة التي تربط طاقة الكم بالتردد. ض م
- يربطوا بين مبدأ هايزنبرج والإلكترونات في الذرات ض م
- يوضِّحوا العلاقة بين مدارات الذرة ومستويات الطاقة فيها. ض م

يمكن للطلبة زيارة الموقع:

www.obeikaneducation.com

من أجل:

- دراسة الفصل كاملاً على الشبكة.
- استعمال روابط أخرى وتصفحها للمزيد من المعلومات والأنشطة والمشاريع.
- حل التمارين والاختبارات المقننة.

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 الضوء وطاقة الكم

الفكرة الرئيسة للضوء– وهو نوع من الإشعاع الكهرومغناطيسي– طبيعة ثنائية موجية وجسيمية.

المفردات

- السعة.
- طيف الانبعاث الذري.
- الإشعاع الكهرومغناطيسي.
- الطيف الكهرومغناطيسي.
- التردد.
- التأثير الكهروضوئي.
- الفوتون.
- الكم.
- ثابت بلانك.
- طول الموجة.

المفاهيم الرئيسة

- تعرّف الموجات بأطوالها الموجية و ترددائها و سعائها وسرعاتها.

$$c = \lambda v$$

- تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ بسرعة الضوء.
- للموجات الكهرومغناطيسية صفات كلٌّ من الموجة والجُسيم.
- تمتص المادة الطاقة وتبعثها بمقدار يُعرف بالكم.

$$E_{\text{الكم}} = hv$$

- يُنتج الضوء الأبيض طيفًا متصلاً، في حين يتألف طيف الانبعاث للعنصر من سلسلة خطوط ملونة ومنفصلة.

1-2 نظرية الكم والذرة

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

المفردات

- حالة الاستقرار
- العدد الكمي
- مبدأ هايزنبرج للشك
- النموذج الكمي للذرة
- مستوى الطاقة الفرعي
- العدد الكَمي الرئيس
- مستوى الطاقة الرئيس
- مستوى الطاقة الثانوي

المفاهيم الرئيسة

- يربط نموذج بور للذرة طيف انبعاث الهيدروجين بانتقال الإلكترونات من مستويات طاقة عليا إلى مستويات طاقة منخفضة.
- تربط معادلة دي برولي بين طول موجة الجسيم وكتلته والتردد وثابت بلانك.

$$\lambda = h / mv$$

- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص موجية.
- تحتل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد تُسمى المستويات الفرعية.

1-3 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثلاث قواعد.

المفردات

- التوزيع الإلكتروني
- مبدأ باولي
- مبدأ أوفباو
- قاعدة هوند
- إلكترونات التكافؤ
- التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

المفاهيم الرئيسة

- يُسمّى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني للذرة.
- يحدد التوزيع الإلكتروني بالاعتماد على مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.
- تحدد إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر.
- يمكن كتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام رسم مربعات المستويات والترميز الإلكتروني، والتمثيل النقطي للإلكترونات.

1-1

إتقان المفاهيم

34. عرّف المصطلحات الآتية:

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

35. رتب الأنواع الآتية من الإشعاعات الكهرومغناطيسية تصاعديًّا حسب الطول الموجي:

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

36. ما الذي تعنيه عبارة "أشعة جاما لها تردد $2.88 \times 10^{21}\,Hz$"؟

37. ما المقصود بالتأثير الكهروضوئي؟

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

39. وضح مفهوم بلانك للكم من حيث علاقته باكتساب المادة للطاقة أو فقدها.

40. كيف وضح أينشتاين التأثير الكهروضوئي؟

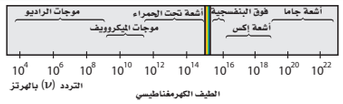
41. قوس المطر اذكر فرقين بين الموجات الكهرومغناطيسية الحمراء والخضراء في قوس المطر.

42. درجة الحرارة ماذا يحدث للضوء المنبعث من جسم ساخن ومشع كلما ازدادت درجة حرارته؟

43. اذكر ثلاث خصائص لم يستطع النموذج الموجي للضوء تفسيرها، بسبب طبيعتها الجسيمية.

44. كيف تتشابه موجات الراديو والموجات فوق البنفسجية؟ وكيف تختلف؟

إتقان حل المسائل



الشكل 19-1

45. الإشعاع استخدم **الشكل 19-1** لتحديد الأنواع الآتية من الإشعاع.

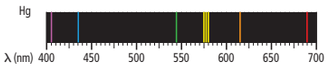
a. إشعاع بتردد $8.6 \times 10^{11}\,s^{-1}$
b. إشعاع بطول موجي 4.2 nm
c. إشعاع بتردد 5.6 MHz
d. إشعاع ينتقل بسرعة $3.00 \times 10^8\,m/s$

46. ما الطول الموجي للإشعاع الكهرومغناطيسي الذي تردده $5.00 \times 10^{12}\,Hz$؟ وما نوع هذا الإشعاع؟

47. ما تردد الإشعاع الكهرومغناطيسي الذي طوله الموجي $3.33 \times 10^{-8}\,m$؟ وما نوع هذا الإشعاع؟

48. ما سرعة الموجة الكهرومغناطيسية التي ترددها $1.33 \times 10^{17}\,Hz$ وطول موجتها 2.25 nm ؟

49. ما طاقة فوتون من الضوء الأحمر تردده $4.48 \times 10^{14}\,Hz$؟



الشكل 20-1

50. الزئبق يظهر في **الشكل 20-1** طيف الانبعاث الذري للزئبق. قدّر الطول الموجي للخط البرتقالي. ما تردده؟ وما طاقة الفوتون لهذا الخط المنبعث من ذرة الزئبق؟

51. ما طاقة الفوتون فوق البنفسجي الذي طول موجته $1.18 \times 10^{-8}\,m$؟

52. فوتون يمتلك طاقة مقدارها $2.93 \times 10^{-25}\,J$، فما تردده؟ وما نوع الإشعاع الكهرومغناطيسي لهذا الفوتون؟

37. ظاهرة يبعث فيها الفلز الإلكترونات من سطحه عندما يسطع عليه ضوء له تردُّد كافٍ.

38. يتكوّن ضوء موجات النيون من ألوان مرئية معيَّنة، في حين يتكون ضوء الشمس من طيف الألوان كاملة.

39. تستطيع المادة حسب مبدأ بلانك وعند تردد معين ν إطلاق الطاقة أو امتصاصها بكميات منفصلة فقط تسمى الكم، وهي مضاعفات أرقام كاملة من $h\nu$.

40. اقترح أن يكون للفوتونات قيم دنيا أو حد معيَّن، حتى تؤدي إلى إطلاق الفوتوإلكترون.

41. للموجات الحمراء طول موجة أطول وتردد أقل.

42. يتغير لون الضوء كلّما حصل الجسم على طاقة أكبر.

43. لا يوضح نموذج الموجة التأثير الكهروضوئي، ولا طيف الانبعاث الذريّ، ولا يوضّح لماذا تبعث المادة ترددات مختلفة للضوء عند درجات حرارة مختلفة.

44. ينتقل كلا النوعين من الموجات بالسرعة نفسها في الفراغ $3 \times 10^8\,m/s$. وموجات الراديو لها طول موجة أطول، و تردد أقل من الموجات فوق البنفسجية.

تقويم الفصل

1-1

إتقان المفاهيم

34. a. التردد هو عدد الموجات التي تمرّ بنقطة معيَّنة في الثانية الواحدة.

b. طول الموجة هو أقصر مسافة بين النقاط المتساوية على موجة متصلة.

c. الكم هو أقل كمية من الطاقة يمكن أن تحصل عليها الذرة أو تفقدها.

d. هي الحالة التي يكون فيها الإلكترون عند أقل طاقة ممكنة.

35. d. الأشعة السينية، a. الضوء فوق البنفسجي، b. الميكروويف c. موجات الراديو.

36. هذا يعني أنَّ 2.88×10^{21} موجة من أشعة جاما تعبر نقطة معينة في الثانية.

إتقان حل المسائل

45. a. تحت الحمراء.
b. الأشعة السينيّة.
c. راديو AM.
d. أيّ موجة كهرومغناطيسية.

46. $\lambda = 6.00 \times 10^{-5}\,m$ ؛ الأشعة تحت الحمراء.

47. $\nu = 9.01 \times 10^{15}\,s^{-1}$ ؛ الأشعة البنفسجية.

48. $3.00 \times 10^8\,m/s$.

49. $E_{\text{فوتون}} = 2.97 \times 10^{-19}\,J$.

50. $\lambda = 615\,nm\,,\ \nu = 4.88 \times 10^{14}\,s^{-1}$ =
$E_{\text{فوتون}} = 3.23 \times 10^{-19}\,J$.

51. $E_{\text{فوتون}} = 1.68 \times 10^{-17}\,J =$.

52. $\nu = 4.42 \times 10^8\,s^{-1}$ ، موجة FM أو TV

53. $\lambda = 1.81 \times 10^{-12}\text{m}$ ، الأشعة السينية أو أشعة جاما.

54. $t = 9070\ \text{s}$ أو $151\ \text{min}$.

55. $E_{\text{فوتون}} = 6.92 \times 10^{-26}\ \text{J}$.

و $\lambda = 2.87\ \text{m}$.

56. $1.37 \times 10^{15}\ \text{Hz}$.

57. $E_{\text{فوتون}} = 1.03 \times 10^{-18}\ \text{J}$.

$\nu = 1.55 \times 10^{15}\ \text{s}^{-1}$.

58. لون الخط أزرق مخضرّ، وتردده $6.17 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$.

1-2 إتقان المفاهيم

59. تتحرك الإلكترونات في مستويات دائرية حول النواة.

60. يحدد عدد الكم n مستوى الإلكترون.

61. حالة استقرار الذرة هي الحالة الأقل طاقة، في حين أنَّ أيَّ حالة طاقة أعلى من حالة الاستقرار تعدّ حالة إثارة للذرة.

62. النموذج الكمّي للذرة؛ شرودنجر.

63. منطقة ثلاثية الأبعاد تصف موقع الإلكترون المحتمل حول النواة.

64. يمثل n عدد الكم الرئيس، ويعبر عن الحجم النسبي وطاقة المستوى.

65. تحدث سلسلة ليمان بسبب انتقال الإلكترون من مستويات بور العالية الطاقة إلى المستوى $n = 1$.

66. لمستوى الطاقة الأول مستوى ثانوي واحد، ولمستوى الطاقة الثاني مستويان ثانويان، ولمستوى الطاقة الثالث ثلاثة مستويات ثانوية.

67. عدد المستويات الفرعية في المستوى الثانوي d خمسة.

68. تتشابه أشكالها.

69. $xy, xz, yz, x^2 - y^2, z^2$.

70. إلكترونان.

71. تقع على طول محاور الإحداثيات x, y, z، المستويات الفرعية الثلاثة لـ p متعامد بعضها على بعض.

72. ثمانية إلكترونات.

تقويم الفصل 1

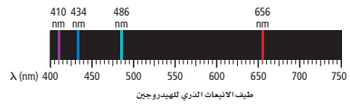
53. فوتون يمتلك طاقة مقدارها $1.10 \times 10^{-13}\ \text{J}$، فما طوله موجته؟ وما نوع الإشعاع الكهرومغناطيسي لهذا الفوتون؟

54. **السفينة الفضائية** ما الوقت الذي تحتاج إليه إشارة الراديو من سفينة الفضاء فويجر حتى تصل الأرض إذا كانت المسافة بين فويجر والأرض $2.72 \times 10^{9}\ \text{km}$؟

55. **موجات الراديو** إذا كانت محطة إذاعة FM تبث على تردد 104.5 MHz، فما الطول الموجي لإشارة المحطة بالأمتار؟ وما طاقة الفوتون لهذه المحطة؟

56. **بلاتين** ما أقل تردد للضوء الذي يتطلبه إرسال فوتون إلكترون واحد من ذرات البلاتين والتي تحتاج على الأقل إلى ($9.08 \times 10^{-19}\ \text{J}$ /photon)؟

57. **جراحة العين** يستخدم ليزر فلوريد الأرجون (ArF) في بعض جراحات تصحيح العين والذي يبعث إشعاعًا كهرومغناطيسيًا طول موجته 193.3 nm فما تردد إشعاع ليزر ArF؟ وما طاقة كمٍّ واحد من هذا الإشعاع؟



الشكل 1-21

58. **الهيدروجين** إذا كان طول موجة خط واحد في طيف انبعاث الهيدروجين 486 nm، فاستعن بالشكل أعلاه على تحديد لون الخط وتردده؟

1-2 إتقان المفاهيم

59. اعتمادًا على نموذج بور، كيف تتحرك الإلكترونات في الذرات؟

60. ما الذي تمثله n في نموذج بور الذري؟

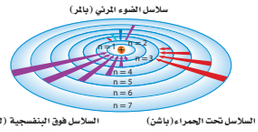
61. ما الفرق بين حالة الاستقرار وحالة الإثارة للذرة؟

62. ما اسم النموذج الذري الذي تُعامل فيه الإلكترونات على أنها موجات؟ ومن أول من كتب معادلات موجة الإلكترون التي أدت إلى هذا النموذج؟

63. ما المقصود بالمستوى الفرعي؟

64. ما الذي ترمز إليه n في النموذج الميكانيكي الكمي للذرة؟

65. **انتقال الإلكترون** اعتمادًا على نموذج بور الموضح في **الشكل 1-22** ما نوع انتقالات الإلكترون التي تنتج سلاسل فوق بنفسجية في سلسلة ليمان لذرة الهيدروجين؟



الشكل 1-22

66. ما عدد مستويات الطاقة الثانوية في المستويات الثلاثة الرئيسة الأولى للطاقة في ذرة الهيدروجين؟

67. ما عدد المستويات الفرعية في المستوى الثانوي d؟

68. فيم تتشابه المستويات الفرعية في المستويات الثانوية f، d، p، s؟

69. ما اتجاهات المستويات الفرعية الخمسة المرتبطة في المستوى الثانوي d؟

70. ما أقصى عدد يمكن أن يسعه المستوى الفرعي من الإلكترونات؟

71. صف الاتجاهات النسبية للمستويات الفرعية المرتبطة في المستوى الثانوي 2p.

72. ما عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في جميع المستويات الفرعية للمستوى الرئيس الثالث للطاقة في ذرة الأرجون؟

تقويم الفصل 1

73. كيف يصف النموذج الميكانيكي الكمي مسار الإلكترونات في الذرة؟

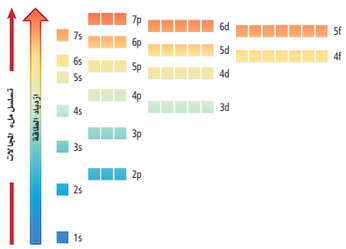
74. لماذا يكون من المستحيل لنا أن نعرف بدقة سرعة الإلكترون وموقعه في الوقت نفسه؟

1-3

إتقان المفاهيم

75. ما تسلسل ملء الإلكترونات في المستويات الفرعية للمستوى الثانوي؟

76. **الروبيديوم** وضح باستخدام **الشكل 23–1**، لماذا يشغل إلكترون واحد في ذرة الروبيديوم مستوى 5s بدلاً من 4d أو 4f؟



الشكل 23–1

77. ما إلكترونات التكافؤ؟ وكم إلكترون تكافؤ في ذرة الماغنسيوم من الإلكترونات الاثني عشر التي تحتويها؟

78. إن للضوء طبيعة مزدوجة (موجة – جسيم). فإذا تعني هذه الجملة؟

79. صف الفرق بين الكم والفوتون.

80. ما عدد الإلكترونات التي تظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات لذرات العناصر الآتية؟

a. الكربون c. الكالسيوم

b. اليود d. الجاليوم

81. ما المبادئ الثلاثة أو القواعد التي يجب اتباعها عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر ما؟

82. اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات الأكسجين والكبريت، بطريقة الترميز الإلكتروني.

إتقان حل المسائل

83. اكتب تسلسل أوفباو للمستويات من 1s إلى 7p.

84. اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية بطريقتي الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات:

a. البيريليوم c. النيتروجين

b. الألومنيوم d. الصوديوم

85. استخدم ترميز الغاز النبيل لكتابة التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية:

a. Zr c. Kr

b. Pb d. P

86. حدد العنصر الذي يُمثّل بالتوزيع الإلكتروني الآتي:

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

b. $[Ar]\ 4s^2$

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

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

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

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

73. لا يعطي النموذج الكمي أيَّ وصف لمسارات الإلكترونات في الذرة.

74. لأنه من الصعب تحديد مسارات ثابتة للإلكترونات، وأن ما يمكن معرفته فقط هو المكان الذي يحتمل أن يكون فيه الإلكترون حول النواة.

1-3

إتقان المفاهيم

75. لا بد أن يحتوي كل مستوى على إلكترون واحد قبل أن يدخله إلكترون آخر.

76. طاقة المستوى المتعلقة بالمستوى 5s أقل من طاقة المستويات المتعلقة بـ 4d و4f.

77. هي إلكترونات مستويات الذرّة الخارجية ؛ عددها 2 .

78. يسلك الضوء سلوكًا مشابهًا للموجة في بعض الحالات ومشابهًا للجسيمات في حالات أخرى.

79. الكم هو أقل طاقة يمكن أن تفقدها الذرة أو تكتسبها، على حين أن الفوتون جسيم يحمل طاقة مقدارها كم واحد.

80. a:4; b: 7; c:2; d:3

81. مبدأ باولي، مبدأ أوفباو وقاعدة هوند.

82. الأكسجين $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$، يحتوي رسم المربعات على خمسة صناديق؛ سهمان في كلٍّ من الثلاثة الأولى، وسهم واحد في الصندوقين الأخيرين. أمّا الكبريت $[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$ فيحتوي رسم المربعات على تسعة صناديق سهمان في كلٍّ من الصناديق السبعة الأولى، وسهم واحد في كل صندوق من الصندوقين الأخيرين.

إتقان حل المسائل

83. 1s, 2s, 2p,3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

84.

a. $Be: 1s^2 2s^2$

1s 2s

b. $Al: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

1s 2s 2p 3s 3p

c. $N: 1s^2 2s^2 2p^3$

1s 2s 2p

d. $Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

1s 2s 2p 3s

85.

a. Zr: $[Kr]5s^2\ 4d^2$

b. Pb: $[Xe]6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^2$

c. Kr: $[Ar]4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

d. P: $[Ne]3s^2\ 3p^3$

86.

a. F

b. Ca

c. Nd

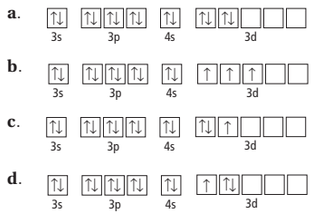
d. Te

e. Md

f. Br

تقويم الفصل 1

87. أي رسوم مربعات المستويات في **الشكل 24–1** صحيحة للذرة في حالة الاستقرار؟



الشكل 24–1

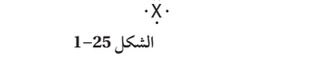
88. ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات ذرات العناصر الآتية:

a. الكربون **b.** الزرنيخ
c. البولونيوم **d.** البوتاسيوم
e. الباريوم

89. ما عدد المستويات الرئيسة الموجودة في ذرة الزرنيخ؟ وما عدد المستويات الفرعية الممتلئة بصورة كاملة؟ وما عدد المستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس $n = 4$؟

90. ما العنصر الذي قد يكون لذرته التمثيل النقطي للإلكترونات للحالة المستقرة والموضحة في **الشكل 25–1**؟

a. المنجنيز **c.** الكالسيوم
b. الأنتيمون **d.** الساماريوم



الشكل 25–1

91. اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة القصدير في الحالة المستقرة، باستخدام ترميز الغاز النبيل، وارسم تمثيلها النقطي للإلكترونات.

مراجعة عامة

92. ما أقصى عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستويات الطاقة في الذرات التي لديها أعداد الكم الرئيسة الآتية:

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

93. ما عدد الاتجاهات المحتملة للمستويات الفرعية المتعلقة في كل مستوى ثانوي مما يأتي:

a. s
b. p
c. d
f. f

94. أي العناصر الآتية لديها إلكترونان فقط في تمثيلها النقطي: الهيدروجين، الهيليوم، الليثيوم، الألومنيوم، الكالسيوم، الكوبالت، البروم، الكربتون، الباريوم؟

95. أي انتقال للإلكترون عبر المدارات ينتج خطًّا أخضر–أزرق في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين حسب نموذج بور للذرة؟

96. الخارصين: تحتوي ذرة الخارصين على 18 إلكترونًا في المستويات 3s و3p و3d. فلماذا يظهر في تمثيلها النقطي للإلكترونات نقطتان فقط؟

97. أي عنصر له التوزيع الإلكتروني الممثل بترميز الغاز النبيل $[Rn]\,7s^1$؟

98. كيف وضَّح بور طيف الانبعاث الذري؟

87. b

88. a. ·Ċ·
b. ·Ȧs·
c. :P̈o·
d. ·K
e. ·Ba·

89. 18; 15; 4

90. b

91. ·Sn· $[Kr]5s^24d^{10}5p^2$

مراجعة عامة

92. a. 18
b. 32
c. 72
d. 98

93. a. 1
b. 3
c. 5
d. 7

94. الهيليوم، الكالسيوم، الكوبالت، الباريوم.

95. $n = 4 \leftarrow n = 2$.

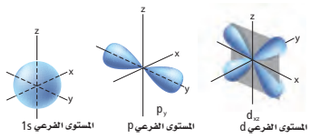
96. النقطتان هما إلكترونا تكافؤ المستوى 4s في الذرة.

97. الفرانسيوم.

98. اقترح بور أن الذرات تبعث ضوءًا بأطوال موجية وطاقات معيّنة عندما تنتقل الإلكترونات من مستويات عالية الطاقة إلى مستويات منخفضة الطاقة.

التفكير الناقد

99. صف أشكال المستويات الفرعية الموضحة في الشكل 1–26، وحدد اتجاهاتها.



الشكل 1–26

100. استنتج تخيل أنك تعيش في عالم ينص فيه مبدأ باولي على أن ثلاثة إلكترونات على الأكثر، وليس اثنين، قد تكون في كل مستوى طاقة فرعي. اشرح الخواص الكيميائية الجديدة لعناصر الليثيوم والفوسفور.

مراجعة تراكمية

101. حدّد ما إذا كانت كل جملة تصف خاصية كيميائية أو خاصية فيزيائية.

a. الزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة.
b. السكروز صلب، أبيض بلوري.
c. يصدأ الحديد عندما يتعرض للهواء الرطب.
d. يحترق الورق عندما يشتعل.

102. إذا كان العدد الذري لذرة الجادولينيوم 64، وعددها الكتلي 153 فما عدد كل من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات التي توجد فيها؟

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

103. لوحات النيون: لعمل لوحات نيون تبعث ألوانًا مختلفة، يملأ المصنعون اللوحات بغازات غير النيون. اكتب مقالة تعبر فيها عن استخدام الغازات في لوحات النيون والألوان التي تنتجها تلك الغازات.

104. نموذج رذرفورد: تخيل أنك عالم في أوائل القرن العشرين، وقد علمت بتفاصيل النموذج الذري الجديد المقترح من الفيزيائي البريطاني أرنست رذرفورد. بعد تحليلك لهذا النموذج وضح أهم نقاط الضعف التي تعتقد أنه يتضمنها، ثم اكتب رسالة موجهة إلى رذرفورد تعبر فيها عن اهتمامك بنموذجه، مستخدمًا رسومًا وأمثلة على عناصر محددة لمساعدتك على إظهار وجهة نظرك.

أسئلة المستندات

عند تبخر فلز الصوديوم في أنبوب التفريغ ينتج خطان متقاربان، أحدهما أصفر والآخر برتقالي. ولأن أنابيب بخار الصوديوم فعالة كهربائيًّا فإنها تستخدم على نطاق واسع في الإضاءة خارج المنازل، كما في إنارة الشوارع، وأضواء (التحذير) الأمن. يبين الشكل 1–27 الطيف المرئي وطيف الانبعاث للصوديوم.

الشكل 1–27

105. ما الفرق بين الطيفين في الشكل أعلاه.

106. يشع الصوديوم خطين طولاهما 588.9590 nm و 589.9524 nm على الترتيب. اكتب التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا للصوديوم. ما علاقة التوزيع الإلكتروني للصوديوم بالخطوط؟

107. احسب طاقات الفوتونات المرتبطة بالخطين، مستخدمًا المعادلات: $E = h\nu$, $c = \lambda\nu$, $E = hc/\lambda$

التفكير الناقد

99. المستوى s: كروي.
المستوى p: في صورة فصوص موجية على طول محور y.
المستوى d: في صورة فصّين متعامدين يقعان في مستوى xz.

100. يصبح كلٌّ من الليثيوم والفوسفور غازًا نبيلًا. أمّا الليثيوم فله التوزيع الإلكتروني $1s^3$ ويكون مشابهًا للهيليوم $1s^2$. وأما الفوسفور فله التوزيع الإلكتروني $1s^3\ 2s^3\ 2p^9$، وبذلك يكون مشابهًا للنيون $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

مراجعة تراكمية

101. a. خواص فيزيائية
b. خواص فيزيائية
c. خواص كيميائية
d. خواص كيميائية

102. 64 إلكترونًا، 64 بروتونًا، 89 نيوترونًا

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

103. قد تشمل إجابات الطلاب العناصر والألوان الآتية: الهيليوم (أصفر)، النيون (برتقالي – أحمر)، الصوديوم (أصفر)، الأرجون (لافندر)، الكريبتون (أبيض)، الزينون (أزرق).

104. ستتنوع الإجابات.

أسئلة المستندات

105. أحدهما يوضح ألوان الطيف المرئي جميعها، أما الآخر فيوضح ألوانًا محددة منبعثة من ذرات الصوديوم ويعرّف بطيف الانبعاث الذري للصوديوم.

106. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$، يظهر الخطان عندما تنتقل ذرات الصوديوم من حالة أكثر إثارة تكون فيها الطاقة أعلى إلى حالة تكون فيها طاقة أقل ويحدث هذا عندما تنتقل الإلكترونات من مستويات طاقة أعلى إلى مستويات طاقة أدنى.

107. $3.38\times10^{-19}\ J$ ، $3.37\times10^{-19}\ J$

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

1. d
2. c
3. b
4. c
5. d
6. c

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

1. الأشعة الكونية أشعة عالية الطاقة قادمة من الفضاء الخارجي، ما تردد هذه الأشعة التي طولها الموجي $2.67 \times 10^{-13}\ m$ عندما تصل إلى الأرض؟ (سرعة الضوء هي $3 \times 10^{8}\ m/s$)

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

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

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

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

2. أي مما يأتي يعبر عن التمثيل النقطي لإلكترونات الإنديوم؟

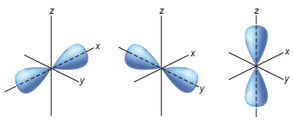
a. ·In·

b. ·In·

c. ·In·

d. ·In·

استخدم **الشكل** الآتي للإجابة عن السؤالين 3 ، 4.



3. ما المستوى الثانوي الذي تنتمي إليه المستويات الفرعية الموضحة في الشكل أعلاه؟

a. s

b. p

c. d

d. f

4. ما مجموع الإلكترونات التي يمكن أن توجد في المستوى الثانوي السابق؟

a. 2

b. 3

c. 6

d. 8

5. ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستوى الطاقة الرئيس الخامس للذرة؟

a. 10

b. 20

c. 25

d. 50

استخدم البيانات في الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة من 6 إلى 8.

التوزيع الإلكتروني لمجموعة من العناصر الانتقالية

العنصر	رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
الفانيديوم	V	23	$[Ar]\,4s^2\,3d^3$
اليتريوم	Y	39	$[Kr]\,5s^2\,4d^1$
			$[Xe]\,6s^2\,4f^{14}\,5d^6$
السكانديوم	Sc	21	$[Ar]\,4s^2\,3d^1$
الكادميوم	Cd	48	

6. ما التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة لعنصر Cd باستخدام ترميز الغاز النبيل؟

a. $[Kr]\,4d^{10}\,4f^2$

b. $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}$

c. $[Kr]\,5s^2\,4d^{10}$

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

اختبار مقنن

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

a. La
b. Ti
c. W
d. Os

8. ما التوزيع الإلكتروني لذرة الإسكانديوم Sc ؟

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^7 3s^2\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$
c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2\ 3d^1$
d. $1s^2\ 2s^1\ 2p^7\ 3s^1\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

استخدم رسومات مربعات المستويات الموضحة أدناه للإجابة عن السؤالين 9 و 10.

A.

B.

C.

D.

9. أيٌّ مما سبق يوضح رسمًا لمربعات المستويات يخالف مبدأ أوفباو؟

a. A
b. B
c. C
d. D

10. أيٌّ مما سبق يوضح رسم مربعات المستويات لعنصر البريليوم؟

a. A
b. B
c. C
d. D

أسئلة الإجابات القصيرة

11. ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستوى الطاقة الرئيس الرابع في الذرة؟

ادرس العبارة الآتية :

عنصر ممثل عدده الذري 13 يوجد في مستوى طاقته الخارجي ثلاثة إلكترونات.

12. ما عدد المستويات الثانوية في مستويات الطاقة فيه.

13. ما عدد المستويات الفرعية في كافة مستويات الطاقة الثانوية فيه.

أسئلة الإجابات المفتوحة

14. قارن بين المعلومات التي يمكن الحصول عليها من التمثيل النقطي للإلكترونات والمعلومات التي يمكن الحصول عليها من التوزيع الإلكتروني لذرات العناصر.

15. وضح لماذا لا يمثل التوزيع $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 4d^{10}\ 4p^2$ التوزيع الإلكتروني الصحيح للجرمانيوم Ge؟ اكتب التوزيع الإلكتروني الصحيح له.

7. d

8. a

9. d

10. b

أسئلة الإجابات القصيرة

11. 32 إلكترونًا

12. 5 مستويات

13. 9 مستويات فرعية

أسئلة الإجابات المفتوحة

14. يوفر بناء التمثيل النقطي للإلكترونات معلومات عن عدد الإلكترونات الخارجية أو إلكترونات التكافؤ في الذرة في حين يوضِّح التوزيع الإلكتروني مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الفرعية للإلكترونات جميعها في الذرة.

15. الإلكترونات في المستوى d تقع في مستوى الطاقة الرئيس الثالث، وليس الرابع.

التوزيع الإلكتروني الصحيح هو:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^2$

المخطط التنظيمي للفصل 2:الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر

The Periodic Table and Periodic Law

الفكرة العامة **يتيح لنا التدرج في خواص العناصر في الجدول الدوري التنبؤ بالخواص الفيزيائية والكيميائية لها.**

القسم	أهداف القسم
2-1 تطور الجدول الدوري الحديث **الفكرة الرئيسة** **لقد تطور الجدول الدوري تدريجيًا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.**	1. يتتبع مراحل تطور الجدول الدوري. 2. يعرف الملامح الرئيسة في الجدول الدوري.
2-2 تصنيف العناصر **الفكرة الرئيسة** **رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الإلكتروني.**	1. يفسّر سبب تشابه خواص عناصر المجموعة الواحدة. 2. يحدّد فئات الجدول الدوري الأربعة استنادًا إلى التوزيع الإلكتروني.
2-3 تدرج خواص العناصر **الفكرة الرئيسة** **يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات واكتسابها.**	1. يقارن بين أنماط التغير في خواص العناصر حسب موقعها في الدورات والمجموعات. 2. يربط التدرج في أنصاف أقطار الذرات في المجموعات أو الدورات مع التوزيع الإلكتروني لها، وطاقة تأينها وسالبيتها الكهربائية.

د م دون المستوى.	ض م ضمن المستوى.	ف م فوق المستوى .	تعلم تعاوني

الزمن المقترح للتدريس - الفصل2 / الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر (6 حصص)				
القسم	2-1	2-2	2-3	التقويم
عدد الحصص	1	2	2	1

مصادر تقويم التعلم	المواد الإثرائية الداعمة	المواد والأدوات المختبرية
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص53، 55 ماذا قرأت؟ ص51، 52 تقويم القسم ، ص57	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 39 ض م شريحة التركيز رقم 4 د م شريحة التعليم رقم 4 ض م	**تجربة استهلالية** صفحة 49 مرابط، براغي، مسامير، مسطرة ، ميزان. الزمن 15 دقيقة.
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 59، 61 ماذا قرأت؟ ص 61 تقويم القسم، ص 62	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 41 ض م شريحة التركيز رقم 5 د م شريحة التعليم رقم 5 ض م شريحة مهارات الرياضيات رقم 2 ض م	
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 64، 66، 67 ماذا قرأت؟ ص 64، 67، 68 تقويم القسم ، ص 70 **تقويم ختامي** تقويم الفصل، ص 74	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 43 ض م شريحة التركيز رقم 6 د م شريحتا التعليم رقما 7،6 ض م	**عرض توضيحي** صفحة 66 جهاز العرض العلوي، واقٍ من المفرقعات، كأس سعتها ml 600– عدد 3– كاشف فينولفثالين 10 نقط، غلاف بلاستيكي شفاف، مكعبات من Li و Na و K ذات حواف طولها 2mm. شبكة سلكيَّة 10 cm × 10 cm. **عرض سريع** ص 68 شريط ماغنسيوم، كالسيوم، أنابيب اختبار **ص** 67: بطاقات فهرسة، قلم رصاص. الزمن 20 دقيقة. **مختبر الكيمياء** ص 72 أنابيب اختبار مع سدادات وأطباق بلاستيكية تحتوي عينات صغيرة من العناصر، جهاز الموصلية، 1MHCl، مطرقة صغيرة، حامل أنابيب اختبار، مخبار مدرج 10 ml، قلم رصاص، قلم للكتابة على الزجاج. الزمن 30 دقيقة.

الفصل 2

الفكرة العامة

الأنماط ارسم نموذج الأشكال الآتية على السبورة تمهيدًا لتقديم الفكرة العامة لهذا الفصل.

□□□■■●●●○▲▲▲□□□■■●●
●○▲

اسأل الطلاب: ما الشكل الآتي الذي يتوقعونه؟ المثلث الأسود. مشيرًا إلى أن الأنماط، كالأنماط السابقة، تساعد على توقع الأشياء والحوادث. اشرح لهم أن هذا الفصل يتضمن دراسة الأنماط المفيدة في توقع خواص العناصر.

الربط مع المعرفة السابقة

اطلب إلى الطلاب مراجعة المفاهيم الآتية قبل دراسة هذا الفصل:

- التركيب الذري.
- التوزيع الإلكتروني
- إلكترونات التكافؤ.
- التمثيل النقطي للإلكترون.

استعمال الصورة

خواص العناصر اطلب إلى الطلاب وصف الصورة. تبيّن الصورة ثورة بركان، وحممه والقشرة الصخرية، كما تبيّن أيضًا بعض غازات وعناصر الجدول الدوري المصاحبة لهذه الحمم. واسألهم: ما الهدف من هذه الصورة؟ تبيّن الصورة وجود العناصر في أماكن متعددة من البركان.

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

كيف تتمكن من تعرف أنماط التغير في الخواص؟

تترتب العناصر في الجدول الدوري بطريقة تسمح بتكرار خواصها على نحو منتظم. ويمكن تطبيق عملية تكرار الخواص على أشياء من البيئة.

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. أحضر عددًا من البراغي من ثلاثة أنواع مختلفة.
3. قس طول كل برغي بالمسطرة.
4. قس كتلة كل برغي بالميزان.
5. رتب العينات تصاعديًا من حيث الطول والكتلة وفق شكلها.

تحليل النتائج

1. أنشئ جدولاً تسجل فيه أطوال البراغي وكتلها، مراعيًا أن يظهر الجدول التدرج في خصائصها.
2. صف التدرج في الكتلة عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في كل صف من الجدول.
3. صف التدرج في الكتلة عند الانتقال عموديًا من أعلى كل عمود إلى أسفله.
4. حلل طريقتك في ترتيب العينات، وفسر أي نمط آخر تجده في الجدول.

استقصاء صمّم جدولاً دوريًا للمشروبات الغازية على النحو نفسه الذي ورد في التجربة. ما الخواص التي استخدمتها؟

المطويات منظمات الأفكار

تدرج الخواص اعمل مطوية تساعدك على تنظيم المعلومات عن تدرج الخواص.

خطوة 1 اطو قطعة الورق إلى 3 أقسام عَرضيًا.

خطوة 2 اعمل طية بعرض 2cm على طول أحد الحواف، ثم اطو قطعة الورق من المنتصف عند هذا الخط، وكرر ذلك مرة أخرى.

خطوة 3 افتح الورقة وارسم خطوطًا على طول الطيات، وسمِّ الأجزاء على النحو الآتي: تدرج الخواص، الدورات، المجموعات، نصف قطر الذرة، نصف قطر الأيون، طاقة التأين، مقدار الكهروسالبية.

المطويات استخدم هذه المطوية في القسم 3–2، ولخص التدرج في خواص العناصر عبر الدورات والمجموعات.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.obeikaneducation.com

تجربة استهلالية

الهدف سيرتب الطلاب أشياء من حياتهم اليومية لمساعدتهم على ملاحظة الاتجاهات الدورية للعناصر في الجدول .

استراتيجيات التدريس

- اختر هواتف مختلفة لتكوين أنماط متعددة.
- يمكن استعمال الأزرار وأصناف الطعام والطوابع البريدية بدائل في هذه التجربة.
- أحضر برغيًا أو اثنين على ألَّا يتطابقا مع بقية الأنماط الأخرى لتجعل التجربة حقيقية.
- وسّع هذه التجربة بأن تطلب إلى الطلاب تصميم جدول دوري للأشياء المتوافرة في منازلهم.

النتائج المتوقعة يصمِّم الطلاب جدولًا دوريًّا للمرابط على شبكة 3×4 .

تحليل النتائج

1. ستتنوع الإجابات. عيّنة إجابة:

الجزء	مسمار	مسمار	مسمار	مسمار
الطول	2.6 cm	3.1cm	4.1 cm	7.3 cm
الكتلة	0.295 g	0.648 g	0.860 g	4.302 g
الجزء	برغي	برغي	برغي	برغي
الطول	1.2 cm	1.9 cm	3.1 cm	3.2 cm
الكتلة	0.819 g	1.607 g	1.765 g	3.926 g
الجزء	مربط	مربط	مربط	مربط
الطول	1.8 cm	2.8 cm	4.0 cm	3.2 cm
الكتلة	2.596 g	1.723 g	1.502 g	13.705 g

2. ستتنوع الإجابات باختلاف العيّنات المتوافرة، وستزداد الكتلة من اليمين إلى اليسار خلال السطر.

3. ستتنوع الإجابات باختلاف العيِّنات المتوافرة، وستزداد الكتلة من أعلى إلى أسفل في العمود.

4. ستتنوع الإجابات باختلاف العينات المتوافرة، وقد تتضمن التفسيرات إجابات مثل: كانت الهواتف أكثر لمعانًا خلال السطر ومنها عبر العمود.

استقصاء

ستختلف الإجابات. وسيقوم الطلاب بوصف الاسم التجاري، كميّة السعرات الحرارية، مقدار الصوديوم ولون المشروب.

2-1

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (4) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

ترتيب العناصر اطلب إلى الطلاب مشاهدة رقائق من النحاس وأخرى من الألومنيوم والمقارنة بينهما، وأن يذكروا بعض الخواص المشتركة بينهما. إجابة محتملة: كلاهما فلز قابل للطرق. أشر إلى أن هذه بعض الخواص التي أخذها العلماء بعين الاعتبار عندما طوّروا الجدول الدوري. وكلما تعرّف العلماء أشياء جديدة حول العناصر رتّبوها على نحو مختلف. ض م

2. التدريس

عرض سريع

ترتيب العناصر اعرض 30 زجاجة فارغة لمواد كيميائية بطريقة عشوائية، واسأل الطلاب هل يساعد هذا الترتيب على تحديد مكان مادة محددة؟ اطلب إليهم اقتراح طرائق أفضل لترتيب هذه المواد. ض م

مشروع الكيمياء

قاعدة الثمانية اطلب إلى الطلاب العمل في مجموعات صغيرة؛ لتصميم ملصق يشرح قاعدة الثمانية. ض م

تعلم تعاوني

2–1

الأهداف

- **تتبع** مراحل تطور الجدول الدوري.
- **تعرف** الملامح الرئيسة في الجدول الدوري.

مراجعة المفردات

العدد الذري: عدد البروتونات في الذرة.

المفردات الجديدة

التدرج في الخواص
المجموعات
الدورات
العناصر الممثلة
العناصر الانتقالية
الفلزات
الفلزات القلوية
الفلزات القلوية الأرضية
الفلزات الانتقالية
الفلزات الانتقالية الداخلية
سلسلة اللانثانيدات
سلسلة الأكتنيدات
اللافلزات
الهالوجينات
الغازات النبيلة
أشباه الفلزات

تطور الجدول الدوري الحديث

Development of the Modern Periodic Table

الفكرة الرئيسة **لقد تطوّر الجدول الدوري للعناصر تدريجيًّا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.**

الربط مع الحياة كيف تبدو عملية التسوق إذا أردت شراء بعض الفاكهة وقد اختلط التفاح بالكمثرى بالبرتقال بالخوخ في سلة واحدة؟! لذا، من هنا تتضح أهمية تصنيف الأشياء حسب خواصها. لذا يصنف العلماء العناصر المختلفة حسب خواصها في الجدول الدوري.

تطور الجدول الدوري
Development of the Periodic Table

قام العالم الفرنسي أنتوني لافوازييه Lavoisier في أواخر القرن الثامن عشر (1743–1794) بتجميع العناصر المختلفة المعروفة آنذاك في قائمة واحدة. وتحتوي هذه القائمة المتضمنة في **الجدول 1–2** على 33 عنصرًا موزعة على 4 فئات.

جون نيولاندز John Newlands اقترح الكيميائي الإنجليزي جون نيولاندز عام 1864م مخططًا تنظيميًّا للعناصر؛ فقد لاحظ أن الخواص تتكرر عند ترتيبها تصاعديًّا وفق تسلسل الكتل الذرية لكل ثمانية عناصر. ويسمى هذا النمط بالدورية؛ لأنه يتكرر بالنمط نفسه. ولقد قام نيولاندز بتسمية هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانيات. ويوضح **الشكل 1–2** طريقة نيولاندز في ترتيب 14 عنصرًا كانت معروفة في أواسط عام 1860م. وقد واجه قانون الثمانيات معارضة؛ لأنه لا يمكن تطبيقه على العناصر المعروفة جميعها آنذاك.

كما أن العلماء لم يتقبلوا كلمة الثمانيات. وعلى الرغم من أن القانون لم يحظ بموافقة الجميع، إلا أنه مع مرور بعض السنوات بدا جليًّا أن نيولاندز كان على صواب؛ إذ تتكرر خواص العناصر بشكل دوري كل ثمانية عناصر.

الجدول 1-2 جدول لافوازييه للمواد البسيطة

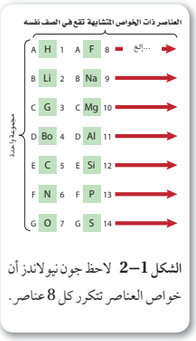
الغازات	الضوء، الحرارة، الأكسجين، النيتروجين، الهيدروجين.
الفلزات	الأنتمون، الفضة، الزرنيخ، البزموث، الكوبلت، النحاس، القصدير، الحديد، المنجنيز، الزئبق، الموليبديوم، النيكل، الذهب، البلاتينيوم، الرصاص، التنجستون، الخارصين (الزنك).
اللافلزات	الكبريت، الفوسفور، الكربون، حمض الهيدروكلوريك، حمض الهيدروفلوريك، حمض البوريك.
العناصر الأرضية	الطباشير، الماغنسيا (أكسيد الماغنسيوم)، البورات، الصلصال، السليكا (أكسيد السليكون).

مايرومندليف Meyer and Mendeleev في عام 1869م قام كل من الكيميائي الألماني لوثر ماير (1830 – 1895م) والكيميائي الروسي ديمتري مندليف (1834 – 1907م) بتقديم الدليل على العلاقة بين العدد الكتلي للعناصر وخواصها. وقد حظي مندليف بسمعة أكثر من ماير؛ حيث قام بنشر دراسته أولاً. لاحظ مندليف – كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سنوات – أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق كتلها الذرية فإن خواصها تتكرر وفق نمط دوري، فقام بتشكيل الجدول الدوري بترتيب العناصر تصاعديًّا وفق كتلها الذرية في أعمدة تحوي العناصر المتشابهة في خواصها.

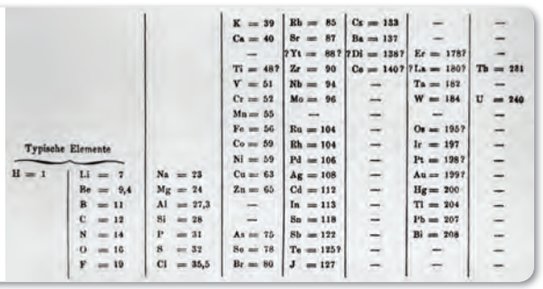
وقد لاقى جدول مندليف – كما في **الشكل 2–2** – قبولًا واسعًا؛ حيث أمكنه توقع وجود عناصر لم تُكتشف بعد وحدّد خواصها، كما ترك مندليف أماكن شاغرة في الجدول للعناصر التي اعتقد أنها لم تكتشف بعد. وقد تمكّن مندليف من خلال ملاحظة أنماط التغير في خواص العناصر المعروفة من توقع خواص العناصر التي سيتم اكتشافها، ومنها السكانديوم، والجاليوم، والجرمانيوم.

موزلي Moseley لم يكن جدول مندليف صحيحًا تمامًا؛ فبعد اكتشاف العديد من العناصر الجديدة، وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، بدا واضحًا أن بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول. إذ إن ترتيب العناصر وفق كتلها الذرية أدّى إلى وضع بعض العناصر في مجموعات لعناصر ذات خواص مختلفة عنها. فقام الكيميائي الإنجليزي هنري موزلي (1887 – 1915م) في عام 1913م بتحديد سبب هذه المشكلة؛ إذ اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد محدد وفريد من البروتونات في أنويتها– وبناءً على ذلك رُتبت العناصر في الجدول الدوري تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية. وقد نتج عن ترتيب موزلي للعناصر وفق عددها الذري أنماط أكثر وضوحًا في تدرج خواصها. ويُعرف تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية **بتدرج الخواص**.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين طريقة كل من مندليف وموزلي في ترتيب العناصر.



الشكل 1–2 لاحظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل 8 عناصر.



الشكل 2–2 قام مندليف في النسخة الأولى للجدول الذي نشره في عام 1896م بترتيب العناصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًّا. وقد ترك أماكن فارغة للعناصر التي لم تكن قد اكتشفت في ذلك الوقت.

بناء نموذج

الجدول الدوري اطلب إلى الطلاب عمل جدول دوري لطلاب الصف يبيّن سمات كلٍّ منهم، بحيث يُمثِّل كل طالب في الصف مربعًا في الجدول الدوري. وزوّد كل طالب ببطاقة مساحتها قدم مربعة، واطلب إلى كلٍّ منهم أن يكتب الحرف الأول من اسمه وسط المربعات بحجم كبير، يليه الحرف الأول من اسم العائلة بحجم صغير. ثم اختر بعض الخواص العامة التي يشترك فيها الطلاب، ومنها: مقاس الحذاء، لون الشعر، اللعبة المفضلة، المواد الدراسية المفضلة، وهكذا. وحدّد موقع كلٍّ منها على البطاقة، واطلب إلى كلٍّ منهم أن يكمل بطاقته، ثم دعهم يختاروا الطريقة المثلى لترتيب المربعات، على أن يكوِّن ذلك أحد الأنماط الدورية التي تبرز التدرج في الخواص إذا أمكن. ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب عمل سيرة ذاتية للعلماء الذين ساهموا في تطوير الجدول الدوري، على أن تتضمن مساهماتهم الأخرى في الكيمياء. ف م ض م

ماذا قرأت؟ رتّب مندليف العناصر تصاعديًّا وفق كتلها الذرية، ثم جاء موزلي ورتبها تصاعديًّا وفق أعدادها الذّريّة.

طرائق تدريس متنوعة

الطلاب المتفوقون توقّع مندليف خواص عناصر عدّة لم تكن مكتشفة بعد عندما نشر جدوله الدوري. زوّد الطلاب بعدد من هذه الخواص، واطلب إليهم البحث عن الخواص الحقيقية للعناصر المكتشفة. ومن هذه العناصر الإيكاسليكون الذي عُرف باسم الجاليوم عند اكتشافه.

لقد توقع مندليف أن تكون الكتلة الذرية للإيكاسليكون 68 amu، ودرجة انصهاره منخفضة، وكثافته $5.9g/cm^3$، وصيغة أكسيده Ea_2O_3. اطلب إلى الطلاب البحث عن الخواص الحقيقية لعنصر الجاليوم، وتقويم مدى دقة توقعات مندليف، والتفكير في معنى المقطع "إيكا". ف م

المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

يجد الطلاب غالبًا صعوبة في فهم كميّة المعلومات التي يستدل عليها من موقع العنصر في الجدول الدوري.

الكشف عن المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

أولًا اطلب إلى الطلاب عمل قائمة بظواهر وأحداث ذات طبيعة دورية، مثل: فصول السنة، أطوار القمر، السنة الدراسية، الأيام والأسابيع، النغمات الموسيقية، الدالات الرياضية ومنها الجيب وجيب التمام، ثم اسألهم: لماذا تناسب كلمة دوري الجدولَ الدوري؟

عرض المفهوم

العب لعبة العشرين سؤالًا، أو لعبة من أنا؟ واختر أحد العناصر، ثم أخبر الطلاب أنه سيتم تزويدهم ببعض الإرشادات المتعلقة بنوع العنصر، مبتدئًا بعناصر ذات خواص شائعة معروفة، متدرجًا في زيادة صعوبة اللعبة باختيار عناصر خواصها أقل شيوعًا. وأخبرهم أن هناك العديد من العناصر والخواص التي لا يستطيع العلماء تذكرها جميعًا. يساعد الجدول الدوري العلماء على تنظيم الخواص والحقائق الكيميائية التي قد تبدو غير مترابطة لإبراز دورية هذه الخواص.

تقويم المعرفة الجديدة

اختر خمسة عناصر تمثل دورية في الخواص، واكتب قائمة بعدد من خواص كل عنصر على بطاقة، وتجاهل خاصية لأحد العناصر. ثم اطلب إلى الطلاب ترتيب البطاقات الخمس، وتوقُّع الخاصية المفقودة، وتفسير كيف تمكَّنوا من ذلك. ض م

ماذا قرأت؟ المجموعات: أعمدة في الجدول الدوري، الدورات: صفوف في الجدول الدوري

المفردات

أصل الكلمة

الدورية Periodic

جاءت الكلمة periodos من أصل لاتيني *وتعني الطريق الدائري*.

يلخص **الجدول 2–2** مساهمات كل من نيولاندز وماير ومنديليف وموزلي في تطوير الجدول الدوري. وأصبح هذا الجدول من أهم الأدوات التي يستخدمها الكيميائيون. ويعد الجدول الدوري مرجعًا مهمًّا لفهم خواص العناصر، والتنبؤ بها وتنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

الجدول 2-2 المساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز 1837–1898م
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر.
- وضع قانون الثمانيات.

لوثر ماير 1830–1895م
- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.

ديمتري منديليف 1834–1907م
- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.

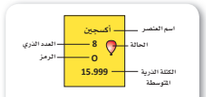
هنري موزلي 1887–1915م
- اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سمّاه العدد الذري.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج لدورية خواص العناصر.

الجدول الدوري الحديث
The Modern Periodic Table

يتكون الجدول الدوري الحديث من مجموعة مربعات، يحتوي كل مربع على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية. ويوضح **الشكل 3–2** أحد هذه المربعات. وقد رتبت المربعات تصاعديًّا وفق العدد الذري في سلسلة من الأعمدة تُعرف **بالمجموعات** أو العائلات، وفي صفوف تُعرف **بالدورات**. ويوضح **الشكل 5–2** الجدول الدوري للعناصر.

ماذا قرأت؟ **عرّف** المجموعات والدورات.

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبع دورات بدءًا من الهيدروجين في الدورة الأولى. وقد رُقمت المجموعات من 1 إلى 18. فمثلاً، تحتوي الدورة الرابعة على



الشكل 3–2 تحتوي المربعات في الجدول الدوري على اسم العنصر والرمز الكيميائي والعدد الذري والكتلة الذرية وحالة المادة.

دفتر الكيمياء

الطلاب مراسلو أخبار اطلب إلى الطلاب أن يمثلوا أنهم مراسلو أخبار يودون إجراء مقابلة مع كلٍّ من منديليف وموزلي، و على كل طالب إعداد تقرير يتعلق بالاكتشافات الكيميائية التي توصل إليها كلٌّ منهما، على أن يتناول هذا التقرير بعض الأسئلة والخبرات الحياتية التي مرّا بها، ومستواهما الدراسي، والدول التي عاشا فيها. ض م

البوتاسيوم والكالسيوم، في حين يوجد السكانديوم Sc في العمود الثالث من اليسار، أيْ في المجموعة الثالثة. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وكما أن لعناصر المجموعات 1 و 2 و 13 – 18 الكثير جدًّا من الخواص الفيزيائية والكيميائية، لذلك يشار إليها بعناصر المجموعات الرئيسة أو **العناصر الممثلة**. ويُشار إلى عناصر المجموعات من 3 إلى 12 **بالعناصر الانتقالية**. كما تُصنّف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

الفلزات تُسمى العناصر التي تكون ملساء ولامعة وصلبة في درجة حرارة الغرفة وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء **بالفلـزات**. ويمتاز معظمها بالليونة والقابلية للطَّرْق والسحب؛ إذ يمكن تحويلها إلى صفائح رقيقة، وسحبها إلى أسلاك رفيعة. ومعظم العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية فلزات. وإذا نظرت إلى عنصر البورون B في العمود 13، تشاهد خطًّا متعرجًا يصل إلى الأستاتين At في أسفل المجموعة 17. ويفصل هذا الخط بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري. وقد مُثّلت الفلزات بالمربعات ذات اللون الأزرق في **الشكل 5–2**.

العناصر القلوية العناصر عن يسار الجدول جميعها فلزات إلا الهيدروجين، وتُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) **الفلزات القلوية**. ونظرًا إلى شدة نشاطها فهي غالبًا ما تكون موجودة في الطبيعة على هيئة مركبات مع عناصر أخرى. ومن الفلزات القلوية الشائعة الصوديوم Na وهو أحد مكونات ملح الطعام، والليثيوم Li المستخدم في البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية توجد **الفلـزات القلوية الأرضية** في المجموعة 2، وهي أيضًا سريعة التفاعل. ويُعد عنصرا الكالسيوم Ca والماغنسيوم Mg من الفلـزات المفيدة لصحة الجسم، وهما من الفلزات القلوية الأرضية. والماغنسيوم صلب، ووزنه خفيف نسبيًّا، لذا يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، ومنها الحواسيب المحمولة، كما في **الشكل 4–2**.

الشكل 4–2 لأن الماغنسيوم خفيف وقوي يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية. فمثلاً الإطار الخارجي لهذا الحاسب الآلي المحمول مصنوع من الماغنسيوم.

مشروع الكيمياء

أسماء المجموعات اطلب إلى الطلاب البحث في الأسماء الحالية والقديمة التي استعملت في تسمية مجموعات العناصر في الجدول الدوري، مثل الفلزات القلوية، والفلزات القلوية الترابية، والفلزات الأرضية النادرة، والهالوجينات والغازات النبيلة، على أن يتطرقوا إلى الحديث عمّا إذا كانت هذه الأسماء تعكس الخواص التي نعرفها الآن عن هذه العناصر بشكل صحيح أم لا. **ض م**

التوسع

اكتشاف العناصر

زوّد الطلاب بقائمة أسماء بعض العناصر وتواريخ اكتشافها، أو اطلب إليهم البحث عن هذه التواريخ. ثم زوّد كل طالب بمجموعة من الأقلام الملوّنة، وجدول دوري يحتوي على أسماء العناصر أو رموزها فقط، واطلب إليهم تلوين كلٍّ من مجموعات العناصر الآتية بألوان مختلفة:

- عناصر معروفة منذ العام 100م.
- عناصر اكتُشفت بين عام 101م و عام 1600م ميلادي.
- عناصر اكتُشفت بين عام 1601م و عام 1799م.
- عناصر اكتُشفت بين عام 1800م إلى أن نشر مندليف الجدول الدوري عام 1870م.
- عناصر اكتُشفت بين 1871م و 1980م.
- عناصر اكتُشفت منذ 1981م. **ف م**

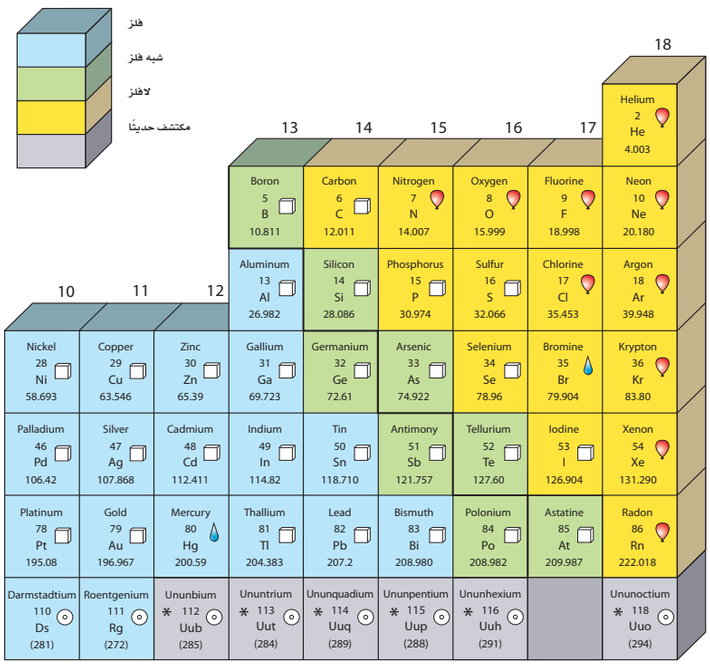
التقويم

المعرفة أشر إلى أن عددًا من أزواج العناصر في جدول مندليف وضعت في غير مكانها الصحيح، ومنها الأرجون والبوتاسيوم. لذا، اطلب إلى الطلاب البحث عن الأسباب التي دفعت مندليف إلى ترتيب العناصر حسب الكتلة الذرية بدلًا من العدد الذري. لم تكن خاصية العدد الذري مكتشفة حتى أوائل 1900م، لذا كان من المستحيل أن يستند مندليف إلى الأعداد الذرية في جدوله الدوري الذي أعدّه. **ض م**

تطبيقات الكيمياء

كيمياء الأحجار الكريمة تكتسب الأحجار الكريمة ألوانها على الأغلب من ذرات العناصر الانتقالية التي تحل محل ذرات أخرى في البناء البلوري. فعلى سبيل المثال، إذا حلّت ذرات الكروم محل عدد قليل من ذرات الألومنيوم في البناء البلوري لمعدن الكورندم (Al_2O_3)، فعندئذٍ يصبح لون البلورة الناتجة أحمر لامعًا، وتُعرف هذه البلورة باسم الياقوت. وينتج التوباز عند استبدال بعض ذرات الألومنيوم بذرات الحديد، كما ينتج أيضًا الياقوت الأزرق عند استبدال ذرات الألومنيوم بذرات التيتانيوم. ذلك أيضًا –ما يحدث في المركّب المعروف باسم البريل ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$). فإذا استُبدل عدد قليل من ذرات الألومنيوم بذرات الكروم، ينتج لون أخضر زمردي لامع، لتشابه أنصاف أقطار ذراتهما وعدد إلكترونات تكافئهما.

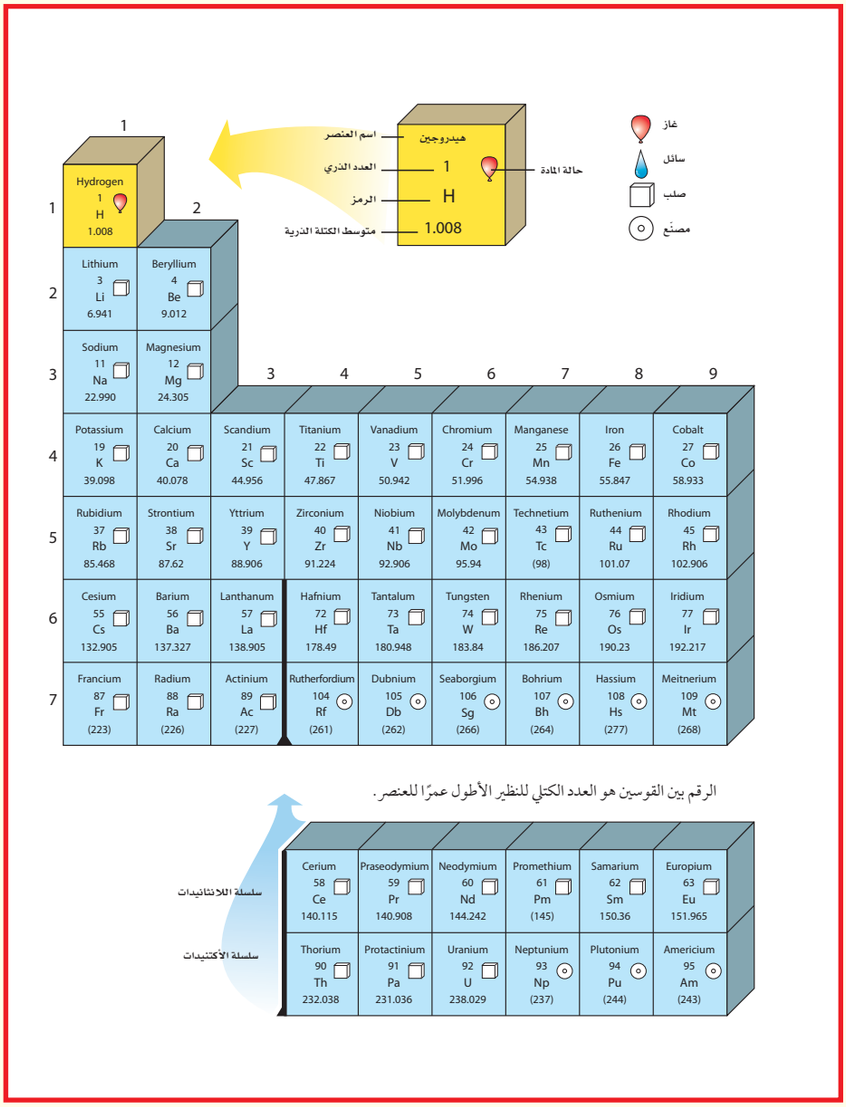
الشكل 2-5 **الجدول الدوري للعناصر**



* أسماء ورموز العناصر 112–116 والعنصر 118 مؤقتة، وسيتم اختيار أسماء نهائية لها عند التأكد من اكتشافها.

التنوع الثقافي

الجداول العالمية استعمل الإنترنت لجمع جداول دورية من دول مختلفة مثل: اليابان، روسيا، ألمانيا، إسبانيا، المكسيك. واعرض هذه الجداول على الطلاب، واطلب إليهم تفحص أوجه الشبه والاختلاف فيما بينها. فعلى سبيل المثال، تستخدم النسخة اليابانية من الجدول الدوري الرمز (Na) نفسه للصوديوم كما في النسخة الإنجليزية للجدول الدوري، ولكن يكتب اسم العنصر بالخط الياباني. اطلب إلى الطلاب مقارنة اسم العنصر المترجم إلى اللغة الإنجليزية باسمه الأصلي بهذه اللغة نفسها. وعلى الرغم من توافر أكثر من نموذج للجدول الدوري إلاّ أن شكله لا يتغير عمومًا.



عرض سريع

خواص الفلزات

اشرح للطلاب قابلية العديد من الفلزات للطَّرْق. واطلب إلى بعضهم أن يقارنوا بين الصفائح التي لها السُّمك نفسه مثل: النحاس والقصدير والرصاص، والحديد ومدى قابليتها للطرق بالمطرقة. **تحذير: على الطلاب لبس النظارات الواقية، وإرشادهم إلى الطرق الآمنة لاستخدام المطرقة.** واطلب إليهم أيضًا ترتيب الفلزات تنازليًّا حسب قابليتها للطرق. د م

التقويم

مهارة اعرض عيِّنات تمثل الفلزات، واللافلزات وأشباه الفلزات. واطلب إلى الطلاب أن يسجِّلوا ملاحظاتهم ويصنِّفوا العيِّنات إلى فلزات، ولافلزات وأشباه فلزات. واطلب إليهم أيضًا تعرّف كل فلز وتحديد مجموعته إذا أمكن ذلك. ض م

التعزيز

مهارة زوّد كل طالب بنموذج فارغ للجدول الدوري. واطلب إليهم رسم سهم يوضِّح اتجاه تزايد الخواصِّ الفلزية عبر الجدول الدوري، وسهمًا آخر يوضِّح اتجاه تزايد الخواص الفلزية في المجموعة. ض م

مختبر حل المشكلات

الهدف يستعمل الطلاب القانون الدوري لتحديد درجة انصهار عنصر الفرانسيوم، ودرجة غليانه وتبخره.

المهارات العملية التوقع، تحديد المتغيرات، استخدام الرسم البياني، تفسير النتائج، الملاحظة والاستنتاج، تطبيق المفاهيم.

استراتيجيات التدريس

- اسأل الطلاب كيف يُستخدم الجدول الدوري في توقع درجة انصهار الفرانسيوم، ودرجة غليانه وتبخره؟ يمكن استقراء القيم الخاصة بالفرانسيوم عند رسم المنحنى البياني لهذه الخواص مقابل العدد الذري للفلزات القلوية المعروفة.
- فسِّر لماذا توجد كميَّة قليلة من الفرانسيوم في القشرة الأرضية؟ فرانسيوم –223 هو النظير الوحيد للعنصر الموجود في الطبيعة. وينتج عن تحلل الأكتينيوم –227 عن طريق جسيمات ألفا، الذي ينتج بدوره عن تحلل اليورانيوم 238. ولكلِّ طنٍّ من U–238 ، يتشكَّل 0.2 mg من Ac–227 فقط. فترة عمر النصف لـ Ac–227 22 عامًا ينتج عنها فقط 3.8×10^{-10} من Fr–223 غير المستقر بسرعة حيث إن فترة عمر النصف هي 22 دقيقة فقط.

التفكير الناقد

1. إن أفضل طريقة هي المنحنى البياني لكلِّ خاصية مقابل العدد الذري، وباستكمال المنحنى إلى العدد الذري 87 للفرانسيوم يمكن تحديد كل من نصف القطر، ودرجة الانصهار، ودرجة الغليان. حيث يتراوح نصف القطر بين 290 pm – 280، ودرجة الانصهار 25°C ودرجة الغليان 675°C تقريبًا.
2. قد يكون الفرانسيوم سائلاً عند درجة حرارة الغرفة ودرجة انصهاره 20°C تقريبًا حسب النمط الظاهر في الجدول الدوري.
3. إن توقع نصف القطر هو الأكثر احتمالًا للخطأ؛ فمن الصعب استقراء تأثير مستويات الطاقة الرئيسة في نصف القطر بسبب تغيُّرها من دورة إلى أخرى.
4. إن تجمّع مليون ذرة معًا من جسم يمكن رؤيته بالمجهر؛ ولكنه يُعدُّ عددًا صغيرًا جدًّا إذا ما قارنته مع حبة من الملح؛ فحبة ملح واحدة تحوي 10^{15} تقريبًا من ذرات الصوديوم.

مختبر حل المشكلات

تحليل التدرج في خواص العناصر

عنصر الفرانسيوم، هل هو صلب أم سائل أم غاز؟ اكتُشف الفرانسيوم في عام 1939م إلاَّ أن مندليف تنبأ بوجوده عام 1870م. ويُعد الفرانسيوم أقل العناصر الـ 101 الأولى استقرارًا؛ فعمر النصف لنظيره الأكثر استقرارًا 22 دقيقة. في ضوء ما تعرفه عن خواص الفلزات القلوية الأخرى تنبأ بخواص عنصر الفرانسيوم.

التحليل

اعتمادًا على طريقة دمتري مندليف في توقع خواص العناصر غير المكتشفة، استخدم المعلومات الخاصة بخواص الفلزات القلوية لاستنباط طريقة لتحديد خواص عنصر الفرانسيوم.

التفكير الناقد

1. **استنبط** نمط التغير في كل خاصية واردة في الجدول، بحيث يمكنك استقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مسترشدًا بقانون تدرج الخواص.
2. **توقع** ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلبًا أم سائلاً أم غازًا. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟
3. **استدل** أي عمود من أعمدة البيانات يظهر أكثر احتمالاً للخطأ في التوقع؟ اشرح ذلك.
4. **حدّد** لماذا لا يكفي إنتاج مليون ذرة من عنصر الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات؛ مثل قياس الكثافة ودرجة الانصهار؟

بيانات الفلزات القلوية

العنصر	درجة الانصهار °C	درجة الغليان °C	نصف القطر (pm)
الليثيوم	180.5	1347	152
الصوديوم	97.8	897	186
البوتاسيوم	63.3	766	227
الروبيديوم	39.31	688	248
السيزيوم	28.4	674.8	248
الفرانسيوم	؟	؟	؟

الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية تُقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية** و**فلزات انتقالية داخلية**. وتعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي **اللانثانيدات** و**الأكتنيدات** وتقعان أسفل الجدول الدوري. وتوجد العناصر الانتقالية الأخرى في المجموعات 3 – 12.

الربط مع علم الأحياء **اللافلزات** توجد اللافلزات في الجزء العلوي الأيمن من الجدول الدوري. وقد تم تمثيلها بالمربعات الصفراء، كما في **الشكل 5–2**، وغالبًا ما تكون **اللافلزات** غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن، وتعد رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. أمّا البروم Br فهو اللافلز الوحيد السائل عند درجة حرارة الغرفة. ويعد الأكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الإنسان، حيث يشكل 65% من كتلته. وتتألف المجموعة 17 من عناصر شديدة التفاعل تعرف باسم **الهالوجينات**. وتكون الهالوجينات عادة – كما في المجموعتين 1 و 2 – في صورة مركبات. وتضاف المركبات التي تحتوي على الفلور إلى معجون الأسنان وماء الشرب لحماية الأسنان من التسوس. وتسمى عناصر المجموعة 18 الخاملة جدًّا **الغازات النبيلة**، وتستخدم في المصابيح الكهربائية وإشارات (لوحات) النيون.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع

الموصلات

الاستعمال العلمي: مواد تستطيع نقل الكهرباء، أو الحرارة، أو الصوت.

النحاس موصل جيد للحرارة

الاستعمال الشائع: ما يوصل به الحبل.

الشكل 6–2 قام العلماء المهتمون بتطوير تقنيات الغواصات بصنع غواصة آلية على صورة سمكة، قادرة مثلها على السباحة. وصنع جسم الغواصة الآلية من راتنج السليكون الذي يصبح ليّنًا في الماء.

أشباه الفلزات تُعرف العناصر في المربعات الخضراء على جانبي الخط المتعرج في **الشكل 5–2** بأشباه الفلزات. **ولأشباه الفلزات** خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات معًا. فالسليكون Si والجرمانيوم Ge من أشباه الفلزات المهمة المستخدمة بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية، كما يستخدم السليكون في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع، كما في **الشكل 6–2** .

ويمكنك الرجوع إلى دليل العناصر الكيميائية في نهاية هذا الكتاب لمعرفة المزيد عن مختلف مجموعات العناصر.

التقويم 2-1

الخلاصة

- تم ترتيب العناصر وفق كتلها الذرية قديمًا تصاعديًّا، مما نجم عنه بعض التضارب. وقد تم ترتيبها لاحقًا وفقًا لتزايد أعدادها الذرية.
- تتدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديًّا حسب أعدادها الذرية.
- تترتب العناصر في الجدول الدوري في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتقع العناصر المتشابهة في خواصها في المجموعة نفسها.
- تصنف العناصر إلى فلزات، ولافلزات وأشباه فلزات.

1. **الفكرة الرئيسة** **صف** التطور في الجدول الدوري الحديث، واذكر مساهمات كل من لافوازييه، ونيولاندز، ومندليف، وموزلي في ذلك.
2. **ارسم مخططًا** مبسطًا للجدول الدوري، وأشر إلى مواقع الفلزات، واللافلزات وأشباه الفلزات.
3. **صِف** الخواص العامة للفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
4. **حدِّد**: أي العناصر الآتية عناصر ممثلة، وأيها عناصر انتقالية؟
   a. ليثيوم Li b. بلاتين Pt
   c. بروميثيوم Pm d. كربون C
5. **قارن** اكتب اسمَيْ عنصرين لهما خصائص مشابهة لكل من:
   a. اليود I b. الباريوم Ba c. الحديد Fe
6. **قارن** استنادًا إلى الجدول الدوري الحديث، ما العنصران اللذان تكون قيمة الكتلة الذرية لكل منهما أقل من ضعف عدده الذري؟
7. **تفسير البيانات** تخطط شركة لتصنيع جهاز إلكتروني، مما يتطلب استخدام عنصر له خواص كيميائية شبيهة بالسليكون Si والرصاص Pb، والكتلة الذرية له أكبر من كتلة الكبريت S، ولكنها أقل من كتلة الكادميوم Cd. استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

مختبر الكيمياء يمكنك تنفيذ مختبر الكيمياء الموجود في نهاية الفصل في هذه المرحلة من الدرس.

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب كتابة فقرة باستخدام كل من المفردات الواردة في قائمة هذا الفصل. **ض م**

إعادة التدريس

وزِّع الطلاب في مجموعات ثنائية، واطلب إلى أحدهم اختيار عنصر يقوم طالب آخر بتصنيفه مستخدمًا التعابير التي وردت في الفصل، ثم اعكس الأدوار لإتاحة الفرصة لكلٍّ منهما بالمشاركة. **ض م** **تعلم تعاوني**

التوسع

اطلب إلى الطلاب توقع خواص العنصر 117، على أن يقدموا الأسباب الداعمة لتوقعاتهم. **ض م**

التقويم 2-1

1. رتّب لافوازييه العناصر المعروفة في زمنه في أربعة أقسام، وكان نيولاندز أول من رتب العناصر وأشار إلى تكرار الخواص بشكل دوري، وقدم كل من مندليف وماير الجداول الدورية موضحين العلاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر، أما موزلي فقد رتّب العناصر وفق العدد الذري بدلًا من الكتل الذرية.
2. ينبغي أن تشبه الجداول المبسطة الشكل 5–2 ، وتظهر أسماء المجموعات والدورات.
3. الفلزات: لامعة، قابلة للسحب والطرق، جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء. أما اللافلزات: فمعتمة، هشَّة رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. في حين أن لأشباه الفلزات خواص وسط بين خصائص الفلزات واللافلزات.
4. a. ممثلة، b. انتقالية، c. انتقالية، d. ممثلة.
5. a. أي عنصر آخر في المجموعة 17.
   b. أي عنصر آخر في المجموعة 2.
   c. أي عنصر آخر في المجموعة 8.
6. الهيدروجين والأكسجين.
7. الجرمانيوم Ge.

2-2

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (5) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

الترتيب في فئات اطلب إلى الطلاب تذكّر آخر مرة ذهبوا فيها إلى المحال الكبيرة (المولات) لشراء حاجاتهم. واسألهم كيف كانوا يتعرفون أماكن الأشياء التي يريدون شراءها. المول مقسّم إلى أقسام، منها قسم الأحذية، وملابس النساء، وملابس الأولاد، والأجهزة المنزلية، وهكذا. ثم أشر إلى أن العناصر الكيميائية مرتبة أيضًا في الجدول الدوري في أقسام تُسمى الفئات.

2. التدريس

تطوير المفهوم

التوزيع الإلكتروني أكِّد أن التوزيع الإلكتروني صفة دورية تحدد التدرج في خواص العناصر الكيميائية .

طرائق تدريس متنوعة

ضعاف البصر اطلب إلى الطلاب ضعاف البصر أن يعملوا مع طلاب آخرين سليمي البصر؛ لدراسة ترتيب العناصر في الجدول الدوري حسب التوزيع الإلكتروني. واطلب إلى ذوي البصر السليم عمل نموذج لفئة عناصر S بقص قطعتين من طبق البيض. ثم دع ضعاف البصر يمثلوا عناصر المجموعة الأولى بوضع كرة زجاجية في كل تجويف من القطعة الأولى، وتمثيل عناصر المجموعة الثانية بوضع كرة زجاجية في كل تجويف من القطعة الثانية. ويمكن عمل نماذج لفئات p وd وf، واطلب إلى كل طالبين في المجموعة وصف النشاط. ض م د م

2–2

الأهداف

- **تفسّر** سبب تشابه خواص عناصر المجموعة الواحدة.
- **تحدّد** فئات الجدول الدوري الأربعة استنادًا إلى التوزيع الإلكتروني.

مراجعة المفردات

إلكترونات التكافؤ: إلكترونات موجودة في مستوى الطاقة الأخير للذرة، والذي يحدد الخواص الكيميائية لها.

تصنيف العناصر

Classification of the Elements

الفكرة الرئيسة **رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الإلكتروني.**

الربط مع الحياة إذا أردت توصيل رسالة إلى شخص ما فلا يكفي أن تعرف رقم بيته فقط، بل يجب أن تعرف عنوان البيت كاملًا: في أي شارع هو؟ وأي مدينة؟ وأي منطقة؟ وبالطريقة نفسها يتم تعرف العناصر من خلال توزيعها الإلكتروني.

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

Organizing the Elements by Electron Configuration

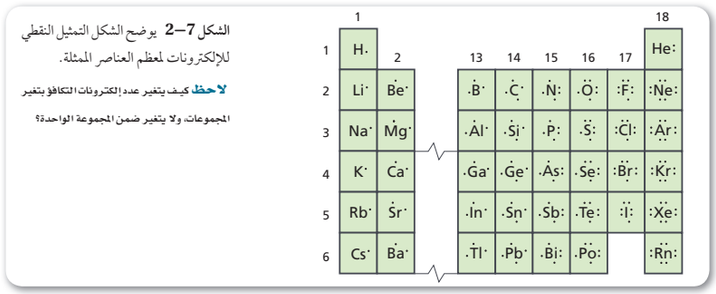
يحدِّد التوزيع الإلكتروني الخواص الكيميائية للعنصر. إلا أن كتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام نموذج أوفباو Aufbau قد يكون مملًا. ويمكنك معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث. يوضح الجدول 3–2 التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة الأولى، حيث يوجد إلكترون واحد في مستوى الطاقة الأخير لكل عنصر فيها.

إلكترونات التكافؤ يوجد لكل عنصر في المجموعة الأولى إلكترون واحد في مستوى طاقته الأخير. لذا تتشابه عناصر المجموعة الأولى في خواصها الكيميائية؛ لأنها تحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. وتُعد هذه الخاصية من أهم العلاقات في الكيمياء؛ فذرات المجموعة الواحدة لها الخواص نفسها لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. ولكل عنصر في المجموعة الأولى إلكترون تكافؤ واحد له التوزيع الإلكتروني s^1. ولكل عنصر في المجموعة الثانية اثنان من إلكترونات التكافؤ توزيعها الإلكتروني s^2، ولكل عمود في المجموعتين 1 و2 والمجموعات من 13 إلى 18 في الجدول الدوري توزيعه الخاص من إلكترونات التكافؤ.

إلكترونات التكافؤ والدورة يحدِّد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ رقمَ الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، يوجد إلكترون التكافؤ لعنصر الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني، لذا يكون عنصر الليثيوم في الدورة الثانية. أما عنصر الجاليوم ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^1$ فإن إلكترونات تكافئه تقع في مستوى الطاقة الرابع، لذا يكون عنصر الجاليوم في الدورة الرابعة.

الجدول 3–2 التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة 1

الدورة 1	الهيدروجين	H	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم	Li	$1s^2\,2s^1$
الدورة 3	الصوديوم	Na	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم	K	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$



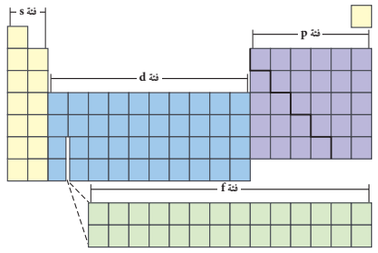
الشكل 7–2 يوضح الشكل التمثيل النقطي للإلكترونات لمعظم العناصر الممثلة.

لاحظ كيف يتغير عدد إلكترونات التكافؤ بتغير المجموعات، ولا يتغير ضمن المجموعة الواحدة؟

إلكترونات تكافؤ العناصر الممثلة عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعة الأولى واحد، ولعناصر المجموعة الثانية اثنان. في حين أن لعناصر المجموعة 13 ثلاثة إلكترونات تكافؤ، وأما عناصر المجموعة 14 فلها أربعة إلكترونات تكافؤ، وهكذا. وأمّا عناصر الغازات النبيلة في المجموعة 18 ففي كل منها ثمانية إلكترونات، ما عدا الهيليوم الذي له إلكترونًا تكافؤ فقط. يبين **الشكل 7–2** كيف يساعد التمثيل النقطي للإلكترونات على الربط بين رقم المجموعة وعدد إلكترونات التكافؤ. لاحظ أن عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعات من 13 إلى 18 يساوي رقم الآحاد فيها.

عناصر الفئات Block Elements s,p,d,f

يحتوي الجدول الدوري أعمدةً وصفوفًا ذات أحجام متفاوتة. ويعود السبب في عدم انتظام شكل الجدول الدوري إلى أنه قُسّم إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة، والتي تحتوي على إلكترونات التكافؤ. ولوجود أربعة مستويات طاقة ثانوية (s, p, d, f) فقد تم تقسيم الجدول الدوري إلى أربع فئات مختلفة كما في **الشكل 8–2** .



الشكل 8-2 ينقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي s, p, d, f.

حلل ما العلاقة بين الحد الأقصى لعدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟

التقـــويـــم

المعرفـة لكل من الهيليوم والبيريليوم إلكترونا تكافؤ، ويُعد أحد العنصرين نشـطًا، و الآخر غير نشـط. اطلب إلى الطلاب تفسـير الاختـلاف فـي نشـاطهما الكيميائـي علـى الرغـم من تشابههما في التوزيع الإلكتروني. **ض م**

إجابة سؤال الشكل 7–2

يتغير بالانتقال من مجموعـة إلى أخرى، لكنه يبقى ثابتًا ضمن المجموعة الواحدة.

إجابة سؤال الشكل 8–2

عدد الأعمدة في الفئة يساوي أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يتسع لها مستوى الطاقة الفرعي.

طرائق تدريس متنوعة

ضـعاف السـمع عيِّن لكل طالب عنصرًا ممثلاً. واطلب إليهم عمل مكعب ثلاثي الأبعاد من ورق الكرتـون المقوى، وكتابة اسـم عنصره على أحد أوجهه، ورقم المجموعة على الوجه الثاني، والتوزيـع الإلكتروني على الوجـه الثالث، وأن يستعملوا الأوجـه الأخرى لتوضيح خواص العنصر واستخداماته وأهم مركباته، ثم علّق هذه المكعبات في الصف. **د م**

تطوير المفهوم

المعرفة العلمية تُبنى معظم الابتكارات العلمية– ومنها تطور الجدول الدوري– على المعرفة التي يكتسبها العديد من العلماء عبر الزمن. لذا اطلب إلى الطلاب العمل في مجموعات ثنائية مستخدمين طريقة العصف الذهني لمناقشة أحد الابتكارات الجديدة أو التقنيات التي يستخدمونها بشكل دوري، و المعلومات المهمة والأفكار الضرورية التي يجب توافرها لتطوير هذه التقنيّة. وعلى افتراض أن إحدى هذه الأفكار لم تكن مفهومة أو طوّرت لاحقًا، أو أنها لم تستعمل؛ فكيف كان يؤثر ذلك في هذا الابتكار أو التقنية ويجعله مختلفًا؟ ستتنوع الإجابات استنادًا إلى التقنية التي تم اختيارها، ولكن على الطلاب أن يفهموا أن معرفة العلماء المكتسبة هي عملية بناء تدمج عمل الكثيرين عبر الزمن. ض م ف م

الخلفية النظرية

IUPAC هي الأحرف الأولى من اسم الاتحاد الدولي لعلوم الكيمياء البحتة والتطبيقية، وقد تأسس عام 1919م على أيدي الكيميائيين في الصناعة والأكاديميات العلمية. وقد تضمنت أهداف المجموعة توحيد الأوزان والمقاييس، والأسماء والرموز وتقوية التواصل العالمي بين العلماء. وقد أدت IUPAC دورًا مهمًّا في المحافظة على الاتصالات العلمية بين العلماء عبر العالم في أثناء الحرب الباردة التي استمرت خلالها حالة من التوتر منذ نهاية الحرب العالمية الثانية وحتى انهيار الاتحاد السوفيتي في عام 1991م.

إن أحد أدوار منظمة IUPAC الحالية هو الموافقة على تسمية العناصر المكتشفة حديثًا والتي قد تُعزى فيها هذه التسمية إلى مفهوم خيالي، أو معدن، أو مكان أو اسم دولة أو عالم، أو خاصية ما .

الجدول 4-2 التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة

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

المفردات

الاستعمال العلمي

البنية: Structure

شيءٌ ما يتم عمله من عناصر أو أجزاء مترابطة بعضها ببعض.

اشترك عدد من العلماء في اكتشاف بنية الذرة.

عناصر الفئة - s تتكون من عناصر المجموعتين الأولى والثانية وعنصر الهيليوم. حيث تحتوي عناصر المجموعة الأولى على مستويات s شبه ممتلئة بإلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s^1. في حين تحتوي عناصر المجموعة الثانية على مستويات s ممتلئة باثنين من إلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s^2. ولأن مستويات s تتسع لإلكترونين على الأكثر فإن فئة s تشتمل على مجموعتين فقط.

عناصر الفئة - p وبعد امتلاء المستوى الثانوي s بإلكترونات التكافؤ تبدأ هذه الإلكترونات في تعبئة المستوى الثانوي p. وتشمل مجموعات العناصر 13 – 18، في الجدول الدوري، التي لها مستويات p الفرعية الممتلئة كليًّا أو جزئيًّا بإلكترونات التكافؤ. ولا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى؛ لأن مستويات p الثانوية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول n=1. والبورون B هو العنصر الأول في فئة p، ويوجد في الدورة الثانية. وتمتد فئة p على مدى ست مجموعات؛ لأن مستويات p الفرعية الثلاثة تتسع لـ 6 إلكترونات على الأكثر. وعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) عناصر فريدة في فئة p؛ وذلك لأن ذرات عناصرها مستقرة لدرجة أنها تقريبًا لا تتفاعل كيميائيًّا. ويوضح **الجدول 4–2** التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الأربعة الأولى. إن مستويات الطاقة الفرعية s وp في مستويات الطاقة الخارجية لها ممتلئة تمامًا بالإلكترونات. وينتج عن هذا التوزيع الإلكتروني استقرار بنائها الذري.

الشكل 9–2

تاريخ الجدول الدوري

الجدول الدوري الحديث نتاج عمل عدة علماء على مدى قرون، والذين درسوا العناصر واكتشفوا التدرج في خواصها.

دفتر الكيمياء

الغازات النبيلة اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا كيف اكتشفت الغازات النبيلة؟ ومتى؟ وما أهم استعمالاتها، ونشاطها النسبي؟ وهل كانت تستطيع تشكيل أي مركب أم لا؟ كما ينبغي على الطلاب كتابة فقرة تشرح لماذا تقع الغازات النبيلة في المجموعة التي تقع في أقصى الجهة اليمنى من الجدول الدوري. واطلب إليهم تدوين ملاحظاتهم في دفتر الكيمياء. ض م

عناصر الفئة - d تحتوي على الفلزات الانتقالية، وهي أكبر الفئات. وعلى الرغم من وجود بعض الاستثناءات إلا أن عناصر الفئة d تتميز بامتلاء كلي للمستوى الفرعي s من مستوى الطاقة الرئيس n، وبامتلاء جزئي أو كلي لمستويات d الفرعية من مستوى الطاقة n–1. وكلما تحركت عبر الدورة تقوم الإلكترونات بتعبئة المستوى d. فعلى سبيل المثال، الإسكانديوم Sc أول عناصر الفئة d، له التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2 3d^1$. أما عنصر التيتانيوم – وهو العنصر الثاني في الجدول – فله التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2 3d^2$. لاحظ أن المستوى الخارجي s الممتلئ في عنصر التيتانيوم يكون في المستوى الرئيس $n = 4$، في حين أن المستوى d شبه الممتلئ يكون في المستوى الرئيس n=3. ينص مبدأ أوفباو aufbau على أن المستوى 4s له طاقة أقل من طاقة المستوى 3d. لذا فإن المستوى 4s يمتلئ قبل المستوى 3d. ولأن مستويات d الفرعية الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات لذا فإن العناصر فئة d تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري.

عناصر الفئة - f تشتمل على الفلزات الانتقالية الداخلية، وتتميز عناصرها بامتلاء مستوى s الخارجي، وامتلاء أو شبه امتلاء مستويات 4f و5f. ولوجود 7 مستويات فرعية في المستوى الثانوي f فإنه يتسع لـ 14 إلكترونًا بحدٍّ أقصى، وبذلك تمتد العناصر فئة f على مدى 14 عمودًا في الجدول الدوري.

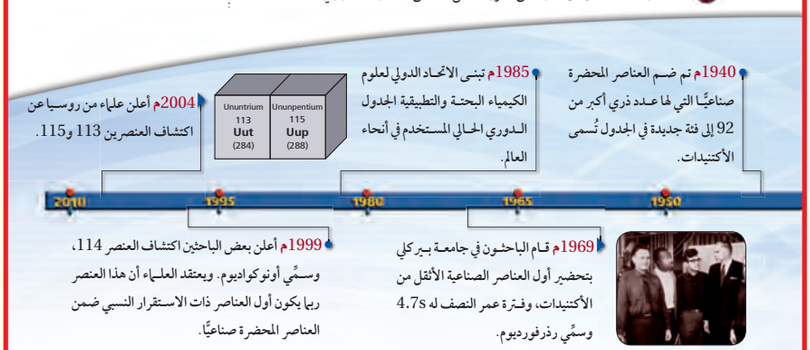
لذا تحدد الفئات s و p و d و f شكل الجدول الدوري. وكلما انتقلت إلى أسفل في الجدول الدوري يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة، كما يزداد عدد المستويات الفرعية التي تحتوي على الإلكترونات. لاحظ أن الدورة رقم 1 تحتوي على عناصر الفئة s فقط، في حين تحتوي الدورتان الثانية والثالثة على عناصر من الفئتين s، p، أمّا الدورتان الرابعة والخامسة فتحتويان على عناصر من فئات s، p، d، كما تحتوي الدورتان السادسة والسابعة على عناصر من فئات s، p، d، f.

لقد استغرق تطوير الجدول الدوري سنين عديدة، وما زالت عملية التطوير جارية؛ حيث يتم تحضير العناصر بطريقة صناعية باستمرار. ارجع إلى **الشكل 9–2** لمزيد من المعلومات عن تاريخ الجدول ومساهمات العديد من العلماء في تطويره.

ماذا قرأت؟ لخص كيف يمكن تعريف كل فئة من الجدول الدوري؟

مهن في الكيمياء

الباحث الكيميائي يتخصص بعض الكيميائيين النوويين في دراسة أحدث العناصر وأثقلها. ولإنتاج عناصر ثقيلة يعمل الكيميائي في المجال النووي مع فريق كبير يشمل فيزيائيين، ومهندسين وفنيين. تنتج العناصر الثقيلة بالتصادمات التي تتم في مسرّعات الجسيمات. ويقوم الكيميائي النووي بتحليل نتائج هذه التصادمات لتعرّف العناصر وفهم خواصها.



مشروع الكيمياء

أحدث العناصر اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا في أحدث العناصر المكتشفة في الجدول الدوري (آن أنكويديوم وآن أنهيكسيوم) والعنصرين المكتشفين اللذين لم يؤكد اكتشافهما بعد، وهما (آن أنتريوم وآن أنبتيوم). على أن يشمل البحث متى حدث هذا الاكتشاف؟ وأين؟ وهل تمّت الموافقة على أسماء هذه العناصر؟ **ض م**

التقـــويـــم

مهارة يُعطى أحد الطلاب بيانات مساعدة عن ثلاثة عناصر: أحدها فلز قلوي، والثاني من عائلة الكربون، والثالث من عائلة النيتروجين.

- العنصر a: فلز، لامع، موصل جيد، ويتفاعل ببطء مع HCl، وينتج غاز H_2.
- العنصر b: مادة صلبة صفراء ورديئة التوصيل.
- العنصر c: يظهر لمعانًا فلزيًّا، يوصل التيار الكهربائي، وينتج مسحوقًا أبيض عند تعرضه للهواء.

اطلب إلى الطلاب أن يقدموا اقتراحات لتحديد هوية كل عنصر وما يؤيد هذه الاقتراحات، وكتابة التوزيع الإلكتروني لكلٍّ منها. **ض م**

a. يكون غالبًا الليثيوم لأنه فلز قلوي، وهو الأبطأ في مجموعته عند التفاعل مع HCl، $[He]\ 2s^1$.

b. ينبغي أن يكون عنصر الكبريت؛ لأن لونه أصفر، وغير موصل، وأنه يقع في مجموعة الأكسجين نفسها، $[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$.

c. ينبغي أن يكون الرصاص؛ لأنه رمادي اللون، قابل للطرق، ويقع في مجموعة الكربون نفسها، $[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^2$.

تطبيقات الكيمياء

العناصر المصنّعة قد يتساءل الطلبة لماذا يستمر العلماء في تصنيع العناصر المصنّعة. جزء من الإجابة قد يكون بسبب البحث العلمي، ولكن للعناصر المصنعة حديثًا استخدامات تجارية، كالأميرسيوم– 95 الذي اكتشف عام 1944م، ويستخدم في أجهزة كشف الدخان، والأجهزة المتطورة.

ويأمل العلماء أن يستخدم عنصر الكوريوم – 96 في مولدات الطاقة.

ماذا قرأت؟ تُعرَّف الفئات حسب مستويات الطاقة الفرعية التي تُملأ بالإلكترونات.

مثال في الصف

سؤال حدد –دون الرجوع إلى الجدول الدوري– مجموعة الذرات التي لها التوزيع الإلكتروني الآتي ودورتها وفئتها

1. $[Kr]\ 5\ s^1$
2. $[Ar]\ 4\ s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
3. $[He]\ 2\ s^2\ 2p^5$

الإجابة

1. المجموعة 1، الدورة 5، الفئة s.
2. المجموعة 17، الدورة 4، الفئة p.
3. المجموعة 17، الدورة 2، الفئة p.

مسائل تدريبية

8. a. $[Ne]\ 3s^2$ — 2 — 3 — فئة s
   b. $[He]\ 2s^2$ — 2 — 2 — فئة s
   c. $[Kr]\ 5s^2$ — 2 — 5 — فئة s
9. a. Sc, Y, La, Ac
   b. N, P, As, Sb, Bi
   c. Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
10. a. $1\ s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
    b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
    c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$
    d. $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

3. التقويم

التحقق من الفهم

زوّد الطلاب بجداول دورية فارغة، واطلب إليهم كتابة أسماء الدورات والمجموعات والفئات. ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى المجموعات عمل أربع بطاقات، على أن يدون في كل بطاقة اسم عنصر، ورقم دورته، ومجموعته، وعدد إلكتروناته تكافئه، واسم عائلته على الترتيب، ودع المجموعات تتنافس فيما بينها لتعرف هذه العناصر. ض م

تعلم تعاوني

مثال 1–2

التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري لعنصر الإسترانشيوم الذي يستخدم في إضفاء اللون الأحمر على الألعاب النارية، التوزيع الإلكتروني $[Kr]\ 5s^2$. حدد المجموعة والدورة والفئة التي ينتمي إليها عنصر الإسترانشيوم دون استخدام الجدول الدوري.

1 تحليل المسألة

لديك التوزيع الإلكتروني لعنصر الإسترانشيوم

المعطيات

التوزيع الإلكتروني = $[Kr]\ 5s^2$

المطلوب

المجموعة = ؟ الدورة = ؟ الفئة = ؟

2 حساب المطلوب

يشير عدد إلكترونات التكافؤ إلى رقم مجموعة العناصر الممثلة.

يشير رقم أعلى مستوى طاقة إلى رقم الدورة.

يشير s^2 إلى أن إلكترونات تكافؤ الإسترانشيوم تملأ المستوى الثانوي (s)، لذا يوجد عنصر الإسترانشيوم في **الفئة s والمجموعة 2**

ويشير رقم 5 في $5s^2$ إلى أن عنصر الإسترانشيوم يقع في **الدورة 5**

3 تقويم الإجابة

تم تطبيق العلاقة بين التوزيع الإلكتروني وموقع العنصر في الجدول الدوري بطريقة صحيحة.

مسائل تدريبية

8. حدّد، دون الرجوع إلى الجدول الدوري، المجموعة والدورة والفئة التي تنتمي إليها ذرات العناصر ذات التوزيع الإلكتروني الآتي:
   a. $[Ne]\ 3s^2$ b. $[He]\ 2s^2$ c. $[Kr]\ 5s^2$
9. بالرجوع إلى الجدول الدوري، ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيعات الآتية لإلكترونات تكافئها:
   a. $s^2\ d^1$ b. $s^2\ p^3$ c. $s^2\ p^6$
10. **تحفيز** اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية:
    a. عنصر في المجموعة 2 والدورة 4
    b. عنصر في المجموعة 12 والدورة 4
    c. غاز نبيل في الدورة 5
    d. عنصر في المجموعة 16 والدورة 2

التقويم 2-2

الخلاصة

- يحتوي الجدول الدوري على 4 فئات هي f, d, p, s.
- لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.
- عناصر المجموعتين 1 و2 يتطابق فيها عدد إلكترونات التكافؤ مع رقم المجموعة.
- يتطابق رقم مستوى الطاقة الأخير الذي توجد فيه إلكترونات التكافؤ مع رقم الدورة التي يقع فيها العنصر.

11. **الفكرة الرئيسة** فسر ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري؟
12. **حدّد** فئة العناصر التي توزيع إلكترونات تكافئها على النحو الآتي:
    a. s^2p^4 b. s^1 c. s^2d^1 d. s^2p^1
13. **استنتج** عنصر الزينون غاز نبيل لا يتفاعل، ويستخدم في المصابيح الومضية، وهو رديء التوصيل للحرارة والكهرباء. فهل تتوقع أن يكون عنصر الزينون من الفلزات أو اللافلزات أو أشباه الفلزات؟ وأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.
14. فسر لماذا تكون عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في خواصها الكيميائية؟
15. نمذج ارسم مخططًا بسيطًا للجدول الدوري، وبين فئات s، p، d، f.

التوسع

اطلب إلى الطلاب اقتراح طرائق تساعدهم على تذكر أسماء العناصر وأرقامها باستخدام استراتيجية العصف الذهني. واشرح لهم أن ربط هذه العناصر بأفكار وأشياء ومفاهيم ذات أهمية بالنسبة إليهم قد يساعدهم على تذكر المعلومات المهمة.

التقويم 2-2

11. تحدّد مستويات الطاقة الفرعية التي تُعبأ بالإلكترونات فئات الجدول الدوري.
12. a. فئة p
    b. فئة s
    c. فئة d
    d. فئة p
13. لا فلز، الغازات النبيلة غير النشطة في المجموعة 18 في الجهة اليمنى من الجدول الدوري.
14. لأن لها توزيع إلكترونات التكافؤ نفسه.
15. ينبغي أن تظهر المخططات مشابهة للشكل 8–2 .

2-3

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (6) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

التدرج في الخواص اعرض على الطلاب 10 كُرات من الصلصال مختلفة الحجوم والألوان، واطلب إليهم شرح طريقتين لترتيب تلك الكرات حسب حجمها أو لونها. وأشر إلى أن حجم الذرات هو أحد طرائق ترتيبها في الجدول الدوري، كما أن هناك خواص مهمة أخرى. د م

2. التدريس

تطوير المفهوم

التدرج في الخواص ساعد الطلاب على تطوير مفهوم التدرج في الخواص بمنحهم الفرصة لرسم منحنى بياني لنتائج محددة، وتحليل الرسم البياني. فعلى سبيل المثال، يمكنهم رسم أطوار القمر مقترنة بالأيام. ض م

2–3

الأهداف

- **تقارن** بين أنماط التغير في خواص العناصر حسب موقعها في الدورات والمجموعات.
- **تربط** التدرج في أنصاف أقطار الذرات في المجموعات أو الدورات مع التوزيع الإلكتروني لها، وطاقة تأينها، وساليتها الكهربائية.

مراجعة المفردات

مستوى الطاقة الأساسي: هو مستوى الطاقة الرئيس للذرة.

المفردات الجديدة

الأيون
طاقة التأين
القاعدة الثمانية
الكهروسالبية

تدرج خواص العناصر Periodic Trends

الفكرة الرئيسة **يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها.**

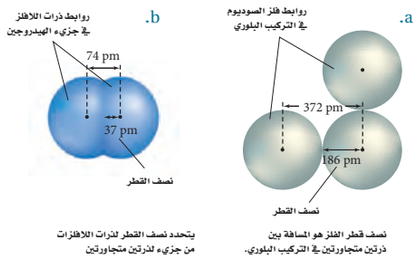
الربط مع الحياة يساعد التقويم على تتبع النشاطات في حياتنا؛ حيث يتكرر نمط الأسبوع من السبت إلى الجمعة. فإذا دونت بعض النشاطات اليومية سلفًا استطعت توقع ما يحدث في هذا اليوم من ذلك الأسبوع. وكذلك يتيح لنا ترتيب العناصر في الجدول الدوري تعرُّف خواص العديد من هذه العناصر.

نصف قطر الذرة Atomic Radius

يتغير الكثير من خواص العناصر بشكل متوقع، ويعرف ذلك التغير بالنمط، وهذا ما يحدث عند الانتقال عبر الدورة، أو المجموعة. إن حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني. ويعرف الحجم الذري بمقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها. ولأن طبيعة الذرة المجاورة تختلف من مادة إلى أخرى، لذا فإن حجم الذرة يتغير من مادة إلى مادة أخرى.

يعرف نصف قطر الذرة للفلزات – ومنها الصوديوم – بنصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر، كما في **الشكل 10a–2**. أما بالنسبة للعناصر التي توجد على شكل جزيئات – ومنها اللافلزات – فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائيًّا بروابط فيما بينها. ويوضح **الشكل 10b–2** نصف قطر جزيء ثنائي الذرة مثل الهيدروجين H_2.

الشكل 10-2 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.



$1 = 1\ pm = 10^{-12}\ m$ بكومتر

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى ارسم نموذجًا لذرة الصوديوم على السبورة، على أن يحتوي هذا الرسم 11 بروتونًا في نواة الذرة، وإلكترونين في مستوى الطاقة الأول، وثمانية إلكترونات في مستوى الطاقة الثاني وإلكترونًا واحدًا في مستوى الطاقة الثالث. ثم اسأل الطلاب: ماذا يحدث لحجم الذرة عند انتزاع إلكترون التكافؤ من مستوى الطاقة الأخير؟ واطلب إليهم رسم نماذج لذرات أخرى من المجموعة والدورة نفسها، وتحقق أنهم يدركون أن تأثير الزيادة في شحنة النواة عبر الدورة في قيمة نصف القطر أكبر من تأثير زيادة عدد الإلكترونات حول النواة عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري؛ مما ينتج عنه تناقص في مقدار نصف قطر الذرة. د م

إجابة سؤال الشكل 11–2

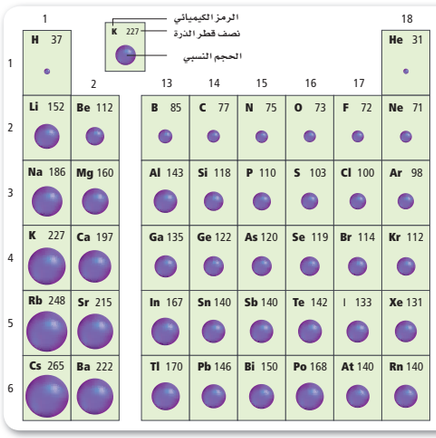
تشغل الإلكترونات مستويات أكبر ذات طاقة أعلى؛ وتحجب الإلكترونـات الداخلية النواة عن إلكترونات التكافؤ عند تزايد شحنتها.

ماذا قرأت؟ تتزايد شحنة النواة عند إضافة الإلكترونات إلى مستوى الطاقة نفسـه، ونظرًا إلى ثبات مقدار حجب النواة فإن النواة تجذب إلكترونات المستويات الخارجية بقوة أكبر؛ مما يؤدي إلى نقصان نصف القطر.

التقـــويـــم

مهـارة كثيرًا ما يجد الطلاب صعوبات في تفسـير المنحنيات البيانية وتعميم المعلومات. لذلك:

- زوّدهـم بالعديـد مـن المنحنيـات البيانية، واطلـب إليهم وصف أيِّ نمط يجدونه في البيانات. وليس من الضروري أن تكون هذه المنحنيات ذات نمط دوري. لذا اختر عددًا متنوعًـا منها، مثـل أنماط التغير فـي التجـارة، أو الحرارة عبـر فصول السـنة، أو عدد السـكان عبر الزمـن، أو كمية المحاصيل الزراعية، أو كمية هطول المطر.
- اختـر منحنـى بيانيًّـا جديدًا، واطـرح على الطلاب أسـئلة محـدّدة تدفعهـم إلى قـراءة البيانات من المنحنـى البياني وتحليلهـا للإجابة عن هذه الأسـئلة. ودعهم يلخّصوا أيَّ نمط يظهر في المنحنى البياني، ويطبقوه حتى يتمكّنوا من الإجابة. ض م



الشكل 11-2 تتغير أنصاف أقطار العناصر الممثلة والمحسوبة بالبيكومتر (10^{-12}m) عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى أسفل المجموعة.

استنتج لماذا يزداد نصف القطر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟

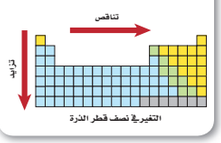
تدرج نصف القطر الذري عبر الدورات يتناقص في الغالب نصف القطر عند الانتقال من يسـار الدورة إلى يمينها. وسـبب هذا التغير – كما في **الشـكل 11–2** – هو زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسة في الدورة ثابتًا؛ حيث يزداد – بالانتقال من اليسـار إلى اليمين في الدورة – عدد البروتونات (شـحنة موجبة) في نواة ذرة العنصر بروتونًا عن ذرة العنصر الذي قبله، بينما يبقى عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية ثابتًـا، ويزداد عدد إلكترونات التكافؤ واحدًا أيضًـا. وحيث لا يزداد حجب إلكترونات التكافؤ عند الزيادة في شـحنة النواة، فإن شـحنة النواة تجذب إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لتصبح أقرب إلى النواة.

ماذا قرأت؟ ناقش كيف يفسّر نقصان نصف القطر عبر الدورة في الجدول الدوري، مع بقاء مستوى الطاقة الرئيس دون تغير؟

تدرج نصـف القطر الذري عبر المجموعات يزداد في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال إلى أسفل المجموعة؛ فعند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة تقابل الزيادة في الشحنة الموجبة في النواة زيادة في عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية؛ أي أنّ شحنة النـواة المؤثرة في إلكترونات مسـتوى الطاقـة الأخير تبقى ثابتة تقريبًـا لعناصر المجموعة الواحدة. وفي المقابل يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة (قيمة عدد الكم الرئيس n) مما يجعل إلكترونات مسـتوى الطاقة الخارجي أبعد عن النواة، ويقلل ازدياد هذه المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. كما تقوم مستويات الطاقة الإضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية بحجب هذه الإلكترونات عن النواة. ويلخص **الشكل 12–2** هذه التغيرات عبر الدورة والمجموعة.

المطويات

أدخـل معلومـات من هذا القسـم في مطويتك.



الشكل 12–2 ينقص نصف القطر عند الانتقال من اليسـار إلى اليمين عبر الدورة، ويزداد كلما اتجهنا إلى أسـفل في المجموعة.

مشروع الكيمياء

مقارنة أنصاف أقطار الأيونات اطلب إلى الطلاب العمل في مجموعات صغيرة لتشكيل نموذج من الذرات؛ أنصاف أقطارها كما في الشكل 11–2 . ويمكن عمل هذه النماذج باستعمال الصلصال أو ألواح البوليستيرين؟ وقد يفضل بعض الطلاب استخدام البرمجيات الحاسوبية لعمل ذلك. ض م تعلم تعاوني

مثال 2–2

فسر التدرج في نصف قطر الذرة أي الذرات الآتية لها أكبر نصف قطر: الكربون C، أو الفلور F، أو البيريليوم Be، أو الليثيوم Li؟

أجب عن السؤال دون الرجوع إلى الشكل **11–2**، وفسر إجابتك حسب اتجاه التغير في أنصاف الأقطار.

1 تحليل المسألة

إذا كان لديك 4 عناصر فحدد أولاً رقم كل من المجموعة والدورة التي يشغلها كل عنصر، ثم استخدم نمط التغير العام لنصف القطر لتحديد أي العناصر نصف قطر ذرته أكبر.

2 حساب المطلوب

حدّد الدورات

بالرجوع إلى الجدول الدوري تجد أن العناصر جميعها موجودة في الدورة الثانية. وبترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يظهر التسلسل الآتي: Li، و Be، و C، و F.

طبّق اتجاه تناقص نصف القطر عبر الدورة

إن أول عنصر في الدورة الثانية هو الليثيوم Li، لذا فلذرته أكبر نصف قطر.

3 تقويم الإجابة

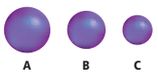
تم تطبيق اتجاه نمط التغير في مقدار نصف القطر عبر الدورة بشكل صحيح.

وبالرجوع إلى قيم أنصاف الأقطار في الشكل **11–2** نتحقق من الإجابة.

مسائل تدريبية

استعن بمعرفتك بأنماط التغير في نصف قطر الذرة عبر الدورة والمجموعة؛ للإجابة عن الأسئلة الآتية، دون استخدام قيم نصف قطر الذرة في الشكل 11–2.

16. أي العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنسيوم Mg، أو السليكون Si، أو الكبريت S، أو الصوديوم Na، وأيها له أصغر نصف قطر؟



17. يبين الشكل المجاور عناصر الهيليوم، والكربتون والرادون. أيها يمثل عنصر الكربتون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟

18. هل يمكن تحديد أيّ العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من العدد الذري للآخر؟ فسّر إجابتك.

19. تحفيز حدّد أي العنصرين في كل زوج مما يلي له نصف قطر أكبر:

a. عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

b. عنصر في الدورة 5 والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 16

c. عنصر في الدورة 3 والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15

d. عنصر في الدورة 4، والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2، والمجموعة 16

دفتر الكيمياء

مقارنة أنصاف أقطار الأيونات اطلب إلى الطلاب أن يفكروا في التركيب الإلكتروني لأيونات O^{2-} و Mg^{2+}. وأشر إلى أنه على الرغم من تكون أيونات الأكسجين بإضافة إلكترونين، وتكون أيونات الماغنسيوم بفقدان إلكترونين، إلّا أن كليهما له التركيب الإلكتروني للنيون الذي له 10 إلكترونات. اطلب إلى الطلاب أن يوضحوا في دفتر الكيمياء لماذا يكون نصف قطر أيون O^{2-} = 140 pm، ونصف قطر أيون Mg^{2+} = 72 pm ؟

لـ Mg^{2+} 12 بروتونًا، ولـ O^{2-} 8 بروتونات. لذا تجعل قوة الجذب الأكبر للماغنيسيوم نصف قطر أيون Mg^{2+} هو الأصغر، و يحدث بينهما هذا الاختلاف الكبير. ض م

مثال في الصف

سؤال أيُّ الذرات الآتية لها أكبر نصف قطر: الصوديوم Na، أم الفوسفور P، أم النيون Ne أم الربيديوم Rb؟

الإجابة الربيديوم.

مسائل تدريبية

16. الأكبر: Na، الأصغر: S.

17. B تمثل عنصر الكربتون، يزداد نصف قطر الذرة عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة. لذا فالهيليوم هو الأصغر، والرادون هو الأكبر.

18. لا، إذا كان كل ما هو معلوم أن العدد الذري لعنصر ما أكبر بمقدار 20 مرة من العدد الذري للعنصر الآخر، فعندئذ لا يمكن معرفة المجموعات والدورات التي يقع فيها العنصران بالتحديد. كما لا يمكن تطبيق الاتجاهات الدورية لحجم الذرة؛ لتحديد أي العنصرين نصف قطره أكبر.

19. a. العنصر في الدورة 2، المجموعة 1.

b. العنصر في الدورة 5، المجموعة 2.

c. العنصر في الدورة 6، المجموعة 15.

d. العنصر في الدورة 4، المجموعة 18.

التقـــويـــم

الأداء اطلب إلى الطلاب رسم ذرّة فلز وأيونه موضحين الحجم النسبي لكلٍّ منهما. يكون حجم الأيون أصغر. واطلب إليهم أيضًا رسم ذرة هالوجين وأيونها. يكون حجم أيون الهالوجين أكبر من ذرته. ض م

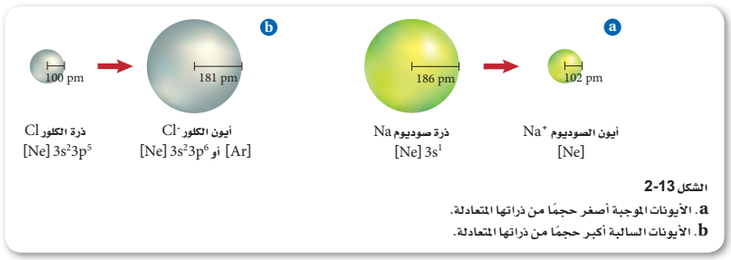
الرياضيات في الكيمياء

أنصاف أقطار الذرات والأيونات اطلب إلى الطلاب المقارنة بين أنصاف أقطار الشكلين 11–2 و 14–2 . واكتب المسألة الآتية على السبورة لمقارنة أنصاف أقطار السيزيوم.

يشكّل نصف قطر أيون Cs^+ 63% من نصف قطر ذرة Cs. لذا اطلب إلى الطلاب أن يقوموا بمقارنة مماثلة لذلك بيْن كلٍّ من نصف قطر Li، Mg وF. على الطلاب قسمة نصف قطر ذرة الفلور على نصف قطر الأيون. نصف قطر Li^+ هو 50% من نصف قطر Li. نصف قطر Mg^{2+} 45% من نصف قطر Mg. ونصف قطر F 54% من نصف قطر F^-. ض م

إجابة سؤال الشكل 14–2

لأن رقم مستوى الطاقة الرئيسي يزداد في المجموعة من أعلى إلى أسفل، وبذلك تقل قوة جذب النواة لإلكترونات مستوى الطاقة الخارجي.



الشكل 13-2
a. الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من ذراتها المتعادلة.
b. الأيونات السالبة أكبر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

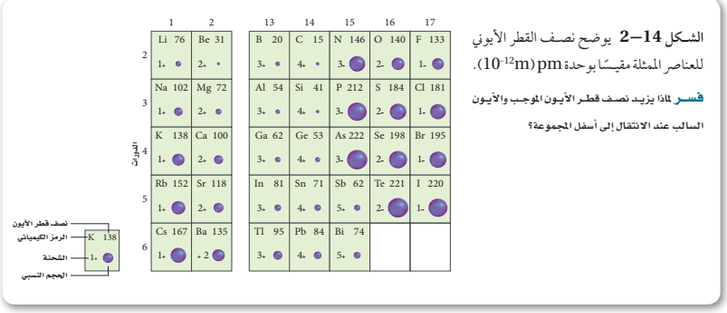
نصف قطر الأيون Ionic Radius

تستطيع الذرات فقد أو اكتساب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيونات. ولأن الإلكترونات سالبة الشحنة فإن الذرات تصبح مشحونةً عندما تكتسب الإلكترونات أو تفقدها. لذا **فالأيون** ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكون أيونًا موجبًا يصغر حجمها. ويُعزى ذلك إلى عاملين: أولهما أن الإلكترون الذي تفقده الذرة غالبًا ما يكون إلكترون تكافؤ. وقد ينتج عن فقدانه فراغ المدار الخارجي، مما يسبب نقصان نصف القطر. ثانيًا: يقلّ التنافر بين ما تبقى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.

عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها؛ لأن إضافة إلكترون إلى الذرة يولّد تنافرًا أكبر مع إلكترونات المستوى الخارجي، ويدفعها بقوة نحو الخارج. وينتج عن زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية زيادة في مقدار نصف القطر مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة. ويوضح **الشكل 13a–2** كيف يقل نصف قطر ذرة الصوديوم عندما تكوّن أيونًا موجبًا، كما يوضح **الشكل 13b–2** كيف يزيد نصف قطر ذرة الكلور عندما تكون أيونًا سالبًا.

المطويات
أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.



الشكل 14–2 يوضح نصف القطر الأيوني للعناصر الممثلة مقيسًا بوحدة $pm\ (10^{-12}m)$.

فسر لماذا يزيد نصف قطر الأيون الموجب والأيون السالب عند الانتقال إلى أسفل المجموعة؟

عرض توضيحي

نشاط الفلزات القلوية

الهدف توضيح أن النشاط الكيميائي يتبع نمطًا يمكن التنبؤ به.

المواد والأدوات

جهاز العرض العلوي، واقٍ من المفرقعات، كأس سعتها 600 ml – عدد 3، – كاشف فينولفثالين 10 نقط، غلاف بلاستيك شفاف، مكعبات من Li وNa و K ذات حواف طولها 2mm. شبكة سلكية 10 cm × 10 cm.

احتياطات السلامة

البس النظارات الواقية، وارتد معطف المختبر واستخدم واقي المفرقعات. وانتبه جيدًا إلى عدم وجود مصدر لهب مكشوف أو أيِّ مصدر شرارة محتمل.

التخلص من النفايات قم بمعادلة المحلول الناتج باستعمال حمض الستريك أو حمض HCl المخفف، وتخلص من المحلول الذي تمَّت معادلته في مجرى المغسلة مع سكب الماء فوقه بكميات كبيرة.

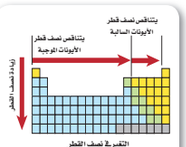
خطوات العمل

غطِّ العدسة السفلى، والسطح العلوي لجهاز العرض بغلاف من البلاستيك الشفاف. ثم ضع كأسًا سعتها 600 ml فوق جهاز العرض العلوي، واملأ الوعاء بمقدار 100 ml من الماء.

تحذير: ضع واقي المفرقعات حول جهاز العرض العلوي. ثم عتِّم الغرفة، وضع قطعة صغيرة من الليثيوم في الماء.

تدرج نصف قطر الأيون عبر الدورات يوضح **الشكل 14–2** أنصاف أقطار معظم العناصر الممثلة. لاحظ أن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجمًا، في حين تكوّن العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجمًا. وفي الغالب، كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تناقص حجم الأيون الموجب. وعند بداية المجموعة 15 أو 16 يتناقص حجم الأيون السالب أيضًا تدريجيًا.

تدرج نصف قطر الأيون عبر المجموعات عندما تنتقل في المجموعة من أعلى إلى أسفل فإن إلكترونات المستويات الخارجية في الأيون تكون في مستويات طاقة أعلى؛ مما ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل خلال المجموعة. ويلخص **الشكل 15–2** اتجاه التغير في نصف قطر الأيونات عبر المجموعات والدورات.



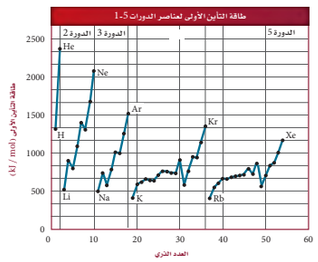
الشكل 15–2 يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر الأيون.

طاقة التأين Ionization Energy

يتطلب تكوين أيون موجب انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة. ويحتاج هذا العمل إلى طاقة للتغلب على قوة التجاذب بين شحنة النواة الموجبة والشحنة السالبة للإلكترون. وتعرّف **طاقة التأين** بالطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية. فمثلاً نحتاج إلى 8.64×10^{-19} J لانتزاع إلكترون من ذرة الليثيوم في الحالة الغازية. وتسمى الطاقة اللازمة لانتزاع أول إلكترون من الذرة المتعادلة طاقةَ التأين الأولى. لذا فطاقة التأين الأولى لليثيوم هي 8.64×10^{-19} J. كما ينتج عن فقدان الإلكترون تكوين أيون Li^+. ويبين **الشكل 16–2** طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات من 1 إلى 5.

ماذا قرأت؟ عرّف طاقة التأين.

فكّر في طاقة التأين على أنها إشارة إلى مدى قوة تمسُّك نواة الذرة بإلكترونات تكافئها. لذا تشير طاقة التأين الكبيرة إلى أن القوة التي تمسك النواة بهذه الإلكترونات كبيرة أيضًا. ولذا تميل الذرات التي قيم طاقة تأينها كبيرة إلى تكوين الأيونات السالبة. فعلى سبيل المثال، لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية في صنع بطاريات الحاسوب؛ فسهولة خسارة الإلكترونات يساعد البطارية على إنتاج قدرة كهربائية أكبر.



الشكل 16–2 يوضح طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات 1–5 مقارنةً بالعدد الذري لها.

اختبار الرسم البياني

صف اتجاه التغير في طاقة التأين الأولى خلال المجموعة.

تحذير: غط الوعاء بسرعة بغطاء معدني؛ لأن الغاز الناتج قابل للاشتعال.

كرِّر الخطوات نفسها باستعمال Na وK. وباستعمال كؤوس أخرى.

النتائج

تنزلق الفلزات فوق سطح الماء بسرعة بسبب نشاطها الكيميائي. Li: هو الأبطأ والأقل نشاطًا، Na: سريع وأكثر نشاطًا، K: يشتعل وعالي النشاط.

التحليل

1. أيُّ فلز هو الأسرع في التفاعل؟ K.
2. ما العلاقة بين موقع العنصر في العمود ونشاطه؟ Li هو الأول والأقل نشاطًا، K هو الثالث والأكثر نشاطًا.
3. ما الفلز الذي تكون إلكترونات مستواه الخارجي أبعد عن النواة؟ K.

الرياضيات في الكيمياء

تدرج خواص العناصر حدّد أحد أنماط التدرج في خواص العناصر لكل مجموعة من الطلاب، واطلب إليهم تصميم جدول بياني يوضح اتجاه تغير هذه الخاصية لأول 40 عنصرًا في الجدول الدوري، على أن تشمل الأنماط: طاقة التأيُّن، الكهروسالبية، أنصاف أقطار الذرات، أنصاف أقطار الأيونات، الكثافة ودرجة الانصهار. وربما يحتاج الطلاب إلى مصادر متنوعة في الكيمياء والفيزياء، والجدول الدوري، ومواقع عبر الإنترنت أو مواد إضافية أخرى لإتمام جدول البيانات.

ثم اطلب إلى الطلاب إدخال البيانات على شكل مجموعات قوائم إلى الآلة الحاسبة الراسمة؛ لرسم المنحنيات البيانية، على أن تمثل القائمة الأولى الأعداد الذرية للعناصر من 1 إلى 40. وينبغي وضع البيانات على المحور السيني X، أما البيانات المتعلقة بتلك الأنماط فينبغي وضعها على المحور الصادي Y.

واطلب إليهم أيضًا طباعة المنحنى البياني ونشره، ورسم خط عمودي لكل عنصر قلوي، ووضح لهم أن المسافة بين كل خط عمودي والذي يليه تمثل دورة واحدة. وعليهم استخدام لون مميز لكل فلز قلوي واستخدام لون مختلف لكل غاز نبيل. ثم كرِّر الخطوات نفسها باستخدام لون ثالث للهالوجينات، وأخيرًا اطلب إلى الطلاب كتابة فقرة توضح نمط خواص العناصر التي تقع في الدورة نفسها وتلك التي تقع في المجموعة نفسها ض م تعلم تعاوني

ماذا قرأت؟ هي الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون من الذرة وهي في الحالة الغازية.

اختبار الرسم البياني يتناقص

التقويم

المعرفة اطلب إلى الطلاب تطبيق اتجاه التغير في نشاط العناصر الذي لاحظوه لتوقع نشاط Rb وCs مقارنة بنشاط Li وNa وK. ستكون فلزات Rb وCs أكثر نشاطًا، وCs هو الأكثر نشاطًا. ض م

التعلم البصري

الجدول 5–2 اطلب إلى الطلاب دراسة الدورة 2 في الجدول، ثم شرح طريقة استعمال جدول طاقات تأيّن العناصر؛ لتوقع عدد الإلكترونات التي يمكن أن تفقدها الذرة عند تشكيل الأيون. ض م

عرض سريع

النشاط الكيميائي اطلب إلى الطلاب توقع أي العنصرين أكثر نشاطًا: الماغنسيوم أم الكالسيوم؟ ثم أسقط قطعة صغيرة من الماغنسيوم في أنبوب اختبار يحتوي بضعة مللترات من الماء، واطلب إليهم تدوين ملاحظاتهم. وكرر الخطوات نفسها في أنبوب اختبار آخر مع قطعة صغيرة من الكالسيوم، وتأكد أنّ القطعة جديدة وأنها لم تبدأ بالتأكسد بعد، واطلب إليهم تدوين ملاحظاتهم. ثم أضف نقطًا عدّة من الفينولفثالين إلى أنبوبي الاختبار، وناقش ما يشير إليه التغير في اللون.

ينبغي للطلاب أن يلاحظوا بوضوح أن الكالسيوم أكثر نشاطًا من الماغنسيوم؛ إذ يحدث تفاعل بطيء بين الماغنسيوم والماء بدليل الفقاقيع القليلة التي تكونت والتغير القليل في اللون. كرِّر التفاعل مع ماء ساخن. وعليهم أن يلاحظوا حدوث التفاعل بتركيز أعلى لكلا الفلزين. ثم عادل بين المحلولين الناتجين وتخلص منهما بسكبهما في المغسلة. ض م

ماذا قرأت؟ أربعة.

الجدول 5–2 طاقات التأين لعناصر الدورة 2

رمز العنصر	الإلكترونات التكافؤ	طاقة التأين (kJ/mol)								
		1st	2nd	3rd	4th	5th	6th	7th	8th	9th
Li	1	520	7300							
Be	2	900	1760	14,850						
B	3	800	2430	3660	25,020					
C	4	1090	2350	4620	6220	37,830				
N	5	1400	2860	4580	7480	9440	53,270			
O	6	1310	3390	5300	7470	10,980	13,330	71,330		
F	7	1680	3370	6050	8410	11,020	15,160	17,870	92,040	
Ne	8	2080	3950	6120	9370	12,180	15,240	20,000	23,070	115,380

الكيمياء في واقع الحياة

طاقة التأين

الغوص إن الزيادة في الضغط الذي يتعرض له الغواصون تحت سطح الماء يتسبب في دخول كمية أكبر من الأكسجين إلى الدم، مما يسبب الإرباك والغثيان. ولتجنب ذلك يلجأ الغواصون إلى استخدام خليط هليوكس – أكسجين مخفف بالهيليوم.

إن طاقة تأين الهيليوم العالية لا تسمح بالتفاعل الكيميائي مع الدم.

تُمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة في الرسم الموضح في **الشكل 16–2** العناصر الموجودة في دورة واحدة. وتكون طاقة تأين فلزات المجموعة 1 منخفضة، لذا تميل إلى تكوين أيونات موجبة. أما طاقة تأين عناصر المجموعة 18 فهي عالية جدًّا، لذلك لا تكوّن أيونات في أغلب الأحيان؛ حيث إن التوزيع الإلكتروني المستقر لهذه العناصر يحد من نشاطها الكيميائي.

انتزاع أكثر من الكترون قد تنتزع إلكترونات أخرى بعد انتزاع الإلكترون الأول من الذرة. وتسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثانٍ من أيون أحادي الشحنة الموجبة طاقةَ التأين الثانية. وتُسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة طاقةَ التأين الثالثة، كما هو موضح في **الجدول 5–2**.

تلاحظ عند الانتقال في الجدول من اليمين إلى اليسار أن طاقة التأين في تزايد دائم، ولكن ليس بشكل منتظم؛ حيث إن هناك حالات تكون فيها الزيادة في طاقة التأين كبيرة جدًّا. فمثلاً، طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ /mol) أكبر كثيرًا من طاقة التأين الأولى (520 kJ /mol). وهذا يعني أن ذرة الليثيوم غالبًا ما تفقد إلكترونًا واحدًا، ومن غير المتوقع أن تخسر إلكترونًا ثانيًا.

ماذا قرأت؟ استنتج ما عدد الإلكترونات التي يمكن أن تخسرها ذرة الكربون؟

إذا تفحصت الجدول فستلاحظ أن الزيادة الكبيرة في طاقة التأين مرتبطة مع عدد إلكترونات التكافؤ. لعنصر الليثيوم إلكترون تكافؤ واحد، لذا تحدث مثل هذه الزيادة بعد طاقة التأين الأولى. ويشكل عنصر الليثيوم أيون Li^+ بسهولة، ولكن من الصعوبة تشكيل أيون Li^{2+}. لذا تشير الزيادة في طاقة التأين هذه إلى أن القوة التي تمسك بها الذرة إلكتروناتها الداخلية أكبر كثيرًا من تلك التي تمسك بها الذرة إلكترونات التكافؤ.

تدرج طاقة التأين عبر الدورات يتبين من **الشكل 16–2** والقيم في **الجدول 5–2**، أن طاقة التأين الأولى تزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة نفسها. وتُنتج

دفتر الكيمياء

نظام ترقيم المجموعات اطلب إلى الطلاب البحث وكتابة تقرير عن استعمال أنظمة ترقيم متعددة في الجدول الدوري. واطلب إليهم تلخيص ما توصلوا إليه في دفتر الكيمياء. ض م

الزيادةُ في شحنة نواة كل عنصر زيادةً في قوة جذبها لإلكترونات التكافؤ.

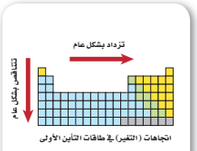
تدرج طاقة التأين عبر المجموعات تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال من أعلى إلى أسفل المجموعة. ويعود ذلك إلى زيادة حجم الذرة، والحاجة إلى طاقة أقل لانتزاع الإلكترون كلما ابتعد الإلكترون عن النواة، كما هو موضح في **الشكل 17–2**.

القاعدة الثمانية عندما تخسر ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لديها لتنتج أيون صوديوم +1 يتغير التوزيع الإلكتروني لها على النحو الآتي:

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

لاحظ أن التوزيع الإلكتروني لأيون Na^+ مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل). وتؤدي هذه الملاحظة إلى أحد أهم المبادئ الكيميائية، وهو القاعدة الثمانية. تنص **القاعدة الثمانية** على أن الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير. وتعزّز هذه المعرفة ما تعلمناه من قبل من أن التوزيع الإلكتروني لمستويات s وp الفرعية لنفس مستوى الطاقة الممتلئة بالإلكترونات يكون أكثر استقرارًا. كما يجب أن تلاحظ أن هذه القاعدة لا تشمل عناصر الدورة الأولى؛ لأنها تحتاج إلى إلكترونين فقط.

تكمن فائدة هذه القاعدة في تحديد نوع الأيون الذي ينتجه العنصر. فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادة الإلكترونات لتحصل على التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل. ولهذا السبب تنتج هذه العناصر أيونات سالبة، إلا أنه – بطريقة مشابهة – تفقد العناصر التي على الجانب الأيسر الإلكترونات لتنتج أيونات موجبة.



الشكل 17-2 تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.

المطويات
أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

تجربة

رتب العناصر

كيف تتدرج الخواص؟

الخطوات

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اعمل بطاقة تعريف لكل عنصر من واقع المعلومات في الجدول المقابل.
3. اعمل جدولًا في هيئة مصفوفة (4 أعمدة × 3 صفوف).
4. رتب بطاقات العناصر تصاعديًّا حسب كتلها.
5. ابدأ بوضع البطاقات في الجدول مراعيًا تسلسل كتل العناصر وخصائصها، واترك مربعات فارغة عند الضرورة.

التحليل

1. **اعمل** جدولًا تبين فيه التنظيم في صورته النهائية.
2. **صف** التدرج في اللون عبر الدورة وعبر المجموعة في التنظيم الذي أعددته.
3. **صف** التدرج في الكتلة عبر الدورة وعبر المجموعة في التنظيم الذي أعددته، وفسر موقع أي عنصر لا ينسجم مع النمط.
4. **توقع** أين يمكن وضع عنصر غازي جديد اسمه ph في الجدول الذي أعددته؟ وما مقدار كتلة ph؟
5. **توقع** خواص العنصر الذي سيحتل الفراغ الأخير في الجدول.

الرمز	الكتلة (g)	الحالة	اللون
Ad	52.9	صلب/ سائل	برتقالي
Ax	108.7	صلب قابل للطرق	أزرق باهت
Bp	69.3	غاز	أحمر
Cx	112.0	صلب هش	أخضر باهت
Lq	98.7	صلب قابل للطرق	أزرق
Pd	83.4	صلب هش	أخضر
Qa	68.2	صلب قابل للطرق	أزرق غامق
Px	106.9	سائل	أصفر
Tu	64.1	صلب هش	أخضر
Xn	45.0	غاز	بنفسجي

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى ساعد الطلاب على تصور قانون الثمانية بإعطائهم وعاءً ذا جوانب مائلة وكرةً من المطاط. وأشر إلى أن الكرة لا تتحرك عندما توضع في وسط الوعاء، وعندما توضع على الجانب الداخلي المائل من الوعاء فإن القوة المؤثرة فيها تجعلها في حالة عدم استقرار، فتسقط الكرة إلى المركز، حيث المكان الأكثر استقرارًا. اربط ذلك بالقوى المؤثرة في حالة الذرة على ألا تصبح في حالة الاستقرار إلا عندما تحصل على المجموعة الكاملة من إلكترونات التكافؤ. د م

تجربة

الهدف سينظِّم الطلاب جدولًا دوريًّا لعناصر مجهولة، وتوقُّع خواص العناصر غير الموجودة في الجدول.

المهارات العملية تشكيل النماذج، عمل الجداول واستعمالها، تحليل اتجاهات التغير، استعمال النماذج.

استراتيجيات التدريس

- إعداد البطاقات مسبقًا يوفر الوقت الضروري لإتمام التجربة.
- وسّع التجربة بأن تطلب إلى الطلاب توقّع خواص عناصر الصف الآتي كاملًا.

نتائج متوقعة: سيتمكن الطلاب من ترتيب البطاقات حسب الجدول الآتي:

Xn	Ad	Tu	Qa
Bp		Pd	Lq
	Rx	Cx	Ax

التحليل

1. ارجع إلى جدول النتائج المتوقعة.
2. يتناقص طول موجة اللون عبر الدورة، ويصبح اللون باهتًا كلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة.
3. تتزايد الكتلة عبر الدورة وكلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة؛ لا ينسجم Cx مع النمط المتوقع للكتلة، ولكنه ينسجم مع العمود الثالث حيث المواد الصلبة الأخرى الهشَّة ذات اللون الأخضر.
4. ينسجم pH مع الدورة الثالثة، ويستند العمود الأول إلى اللون والاتجاهات المذكورة. وتقع الكتلة بين 99 g و 106 g.
5. ينبغي أن يوجد في المكان الخالي سائل أصفر كتلته بين 70 g و82 g.

إجابة سؤال الشكل 18–2

هي على درجة كبيرة من الاستقرار إذ من غير المحتمل أن تقوم بتكوين المركبات.

3. التقويم

التحقق من الفهم

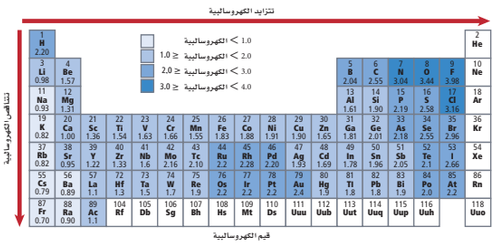
اختبر الطلاب بطريقة غير رسمية في تعرف مفهوم تدرج خواص العناصر، وذلك بإعطائهم أزواجًا من العناصر لتحديد أيّها: أكبر، أو أصغر، أو أكثر نشاطًا؟ وأيّها له كهروسالبية أكبر؟ ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب إظهار التغير في الخواص على الجدول الدوري باستخدام الأسهم التي تشير إلى اتجاه تزايد الصفة، مكررًا ذلك مع خواص أخرى دُرست سابقًا. ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب البحث عن لينوس باولنج، وكيف توصل إلى تحديد قيمة 3.98؟ ف م



الشكل 18-2 يوضح قيم الكهروسالبية لمعظم العناصر المعطاة بوحدات "باولنج".

استنتج لماذا لم توضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟

الكهروسالبية (السالبية الكهربائية) Electronegativity

تعرف **الكهروسالبية** على أنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية. ويبين **الشكل 18–2** أن الكهروسالبية غالبًا تقل عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، وتزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

وتتراوح قيم الكهروسالبية للعناصر بين 0.7 و 3.98 ووحدتها باولنج؛ نسبة إلى العالم الأمريكي باولنج Pauling (1901–1994م) فالفلور F مثلاً أكثر العناصر كهروسالبية بقيمة 3.98، في حين أن السيزيوم والفرانسيوم أقل العناصر كهروسالبية بقيم 0.79 و 0.7 على الترتيب. ويكون للذرة ذات الكهروسالبية الكبرى قوة جذب أكبر لإلكترونات الرابطة. ولذا لم تُعين قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة؛ لأنها تشكل عددًا قليلاً من المركبات.

التقويم 2-3

الخلاصة

- يتناقص نصف قطر الأيون أو الذرة من اليسار إلى اليمين عبر الدورات، ويتزايد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تزداد طاقة التأين غالبًا من اليسار إلى اليمين عبر الدورات وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تنص القاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تخسرها، أو تتشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تزداد الكهروسالبية غالبًا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.

20. الفكرة الرئيسة **فسر** العلاقة بين التدرج في نصف قطر الذرة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني.

21. **بيِّن** أيها له أكبر قيمة لكل مما يأتي: الفلور أم البروم؟

a. الكهروسالبية
b. نصف قطر الأيون
c. نصف قطر الذرة
d. طاقة التأين

22. **فسر** لماذا يحتاج انتزاع الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الرابع من ذرة الكربون؟

23. **احسب** فرق الكهروسالبية، ونصف قطر الأيون، ونصف قطر الذرة، وطاقة التأين الأولى بين الأكسجين والبيريليوم.

24. **عمل الرسوم البيانية واستخدامها** مثّل بيانيًا أنصاف أقطار العناصر الممثلة في الدورات 2، 3، 4 مقابل أعدادها الذرية. على أن تحصل على ثلاثة منحنيات منفصلة (منحنى لكل دورة). ثم لخص نمط التغير (التدرج) في نصف قطر الذرة عبر الدورة في ضوء الرسم الذي عملته. فسر إجابتك.

التقويم 2-3

20. تزداد أنصاف أقطار الذرات عند الاتجاه إلى أسفل المجموعة حيث يتم إضافة إلكترونات إلى مستويات الطاقة الخارجية، فتحجب الإلكترونات الداخلية إلكترونات التكافؤ عن شحنة النواة المتزايدة. وتتناقص أنصاف أقطار الذرات عبر الدورة حيث تزيد الشحنة الموجبة في النواة ويرافق ذلك عدم حجب إلكترونات التكافؤ بوساطة الإلكترونات الداخلية لأنها تضاف إلى مستوى الطاقة نفسه، فتقترب إلكترونات التكافؤ من النواة.

21. a. الفلور
b. البروم
c. البروم
d. الفلور

22. لأن الإلكترون الثاني الذي يُنتزع من الليثيوم هو من الإلكترونات الداخلية وليس من إلكترونات التكافؤ لذا فإنه يحتاج إلى طاقة أكبر لنزعه. في حين أن الإلكترون الرابع الذي يُنتزع من الكربون هو إلكترون تكافؤ.

23. الكهروسالبية، 1.87؛ نصف قطر الأيون 109 pm، نصف قطر الذرة 39 pm، طاقة التأين الأولى 410 kJ/ mol.

24. يقل نصف قطر الذرات عمومًا عبر الدورة بسبب زيادة شحنة النواة، وتزداد نحو أسفل المجموعة لزيادة إلكترونات التكافؤ في أفلاك أكبر تنتمي إلى مستويات أعلى من الطاقة الرئيسة.

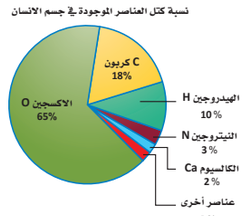
العناصر في جسم الإنسان

كلما أكل الإنسان أو تنفس أخذ جسمه العناصر التي يحتاج إليها لأداء واجباته بصورة طبيعية. ولهذه العناصر خواصها المحددة؛ اعتمادًا على موقعها في الجدول الدوري. ويوضح **الشكل 1** النسبة المئوية الكتلية للعناصر في خلايا جسم الإنسان.

الأكسجين يوجد في جسم الإنسان البالغ ما يزيد على 14 بليون بليون بليون ذرة من الأكسجين. وقد يموت الإنسان خلال دقائق معدودة، إذا لم يُزوّد الدم بالأكسجين.

الكربون يكوّن روابط قوية بين ذراته وذرات العناصر الأخرى، كما يكوّن سلاسل طويلة تعد الهيكل العظمي الضروري للمركبات العضوية، ومنها الكربوهيدرات، والبروتينات والدهون. كما يعتمد جزيء DNA الذي يحدد الصفات الشكلية أو المظهرية للشخص على مقدرة الكربون على الارتباط مع العديد من العناصر بسهولة.

الهيدروجين يحتوي الجسم على عدد من ذرات الهيدروجين يزيد على عدد ذرات العناصر الأخرى جميعها معًا، على الرغم من أنه يمثل 10% من كتلة الجسم؛ لأن كتلة ذرته صغيرة جدًا. ولا يحتاج جسم الإنسان إلى الهيدروجين في صورة عنصر فقط، ولكن من خلال العديد من المركبات الضرورية ومنها الماء. ويعد الهيدروجين – بالإضافة إلى الأكسجين والكربون – جزءًا مهمًا في تركيب الكربوهيدرات والمركبات العضوية التي يحتاج إليها الجسم للحصول على الطاقة.



الشكل 1 يتكون جسم الإنسان من الكثير من العناصر المختلفة.

الشكل 2 تغطي العضلات معظم جسم الإنسان.

النيتروجين تغطي العضلات معظم جسم الإنسان. ويوجد النيتروجين في المركبات التي تصنع البروتينات التي يحتاج إليها الجسم لبناء العضلات، هذا ما يوضحه **الشكل 2**.

العناصر الأخرى في الجسم الأكسجين والكربون والهيدروجين والنيتروجين هي العناصر الأكثر توافرًا في الجسم، ولكن هناك بعض العناصر الأخرى التي يحتاج إليها الجسم للعيش والنمو. إن مقدارًا ضئيلاً من هذه العناصر – والتي تكوّن في مجملها 2% من كتلة الجسم – يُعد ضروريًا للجسم. فمثلًا، لا تستطيع العظام والأسنان النمو دون التزود المستمر بالكالسيوم. وعلى الرغم من أن الكبريت يكوّن أقل من 1% من كتلة الجسم إلاّ أنه عنصر ضروري ويوجد في البروتينات، كما في الأظافر على سبيل المثال. كما أن الصوديوم والبوتاسيوم ضروريان لنقل الإشارات الكهربائية في الدماغ.

الكتابة في الكيمياء هل تستطيع الحصول على العناصر ذات المقدار الضئيل في الجسم من أكل المواد الغذائية المعلبة فقط؟ ما أهمية هذه العناصر رغم وجودها بكميات قليلة؟ ناقش هذه القضية مع زملائك في الصف.

الكتابة في الكيمياء

البحث ينبغي أن يعلم الطلاب أن بعض أنواع الطعام المعلّب لا يحتوي على جميع مكونات الطعام التي يحتاج إليها الجسم، وعليهم أيضًا أن يعلموا أنه على الرغم من وجود بعض العناصر بكميات قليلة جدًّا في جسم الإنسان، إلّا أنها تلعب دورًا مهمًّا في وظائف الجسم الطبيعية. ومن ذلك الحديد الذي يوجد منه كمية قليلة جدًّا في جسم الإنسان، و لا يستطيع هيموجلوبين الدم نقل الأكسجين من دون الحديد.

الكيمياء والصحة

الهدف

يتعرف الطلاب حاجة الجسم إلى العديد من العناصر الضرورية لأداء عمله بصورة طبيعية.

الخلفية النظرية

تثبيت النيتروجين: العملية التي تحوّل بوساطتها بكتيريا التربة النيتروجين الجوي إلى مركبات نيتروجينية تستعملها المخلوقات الحية. ويستطيع الإنسان استعمال النيتروجين في هذه الحالة من المركبات فقط. ويوجد معظم الهيدروجين والأكسجين في جسم الإنسان في صورة ماء. ولأن 60% من كتلة الإنسان ماء، ولأنّ الماء يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين؛ فإن أغلب ذرات الجسم من الهيدروجين.

استراتيجيات التدريس

- اسأل الطلاب عما إذا كانوا يستخدمون الملح الغني باليود، وأشر إلى أن القليل من اليود المتوافر في الملح ضروري لقيام الغدة الدرقية بوظائفها على النحو المطلوب، والتي من بينها تنظيم عملية الأيض في الجسم.
- ربما يتناول بعض الطلاب حبوب الفيتامينات المركبة يوميًّا. لذا شجّعهم على الاطلاع على نشرة علبة الدواء، وتعرُّف نسبة وكتل العناصر المختلفة التي تحتويها حبة الفيتامين؛ فربما رغب بعض الطلاب في البحث عن سبب حاجة الجسم إلى بعض هذه العناصر.
- اطلب إلى الطلاب رسم قطاع دائريٍّ لتوضيح نسبة بعض العناصر في جسم الإنسان.

مختبر الكيمياء

الكيمياء الوصفية (النوعية)

المهارات العملية الملاحظة والاستنتاج، وتحليل البيانات والمقارنة.

احتياطات السلامة اطلب إلى الطلاب قراءة نموذج السلامة قبل بدء العمل. وراجع معهم ملف المواد الخطيرة في المختبر قبل البدء في النشاط. وينبغي على الطلاب أن يلبسوا النظارات الواقية ويرتدوا معاطف المختبر؛ لأن بعض العناصر قد تتناثر عند طرقها بالمطرقة. ثم حذّر الطلاب من مخاطر حمض الهيدروكلوريك وأثره في العيون والملابس، وذكّرهم ألَّا يتذوقوا المواد الكيميائية مطلقًا.

التخلص من النفايات يجب أن يُعادل HCl مع كربونات الصوديوم، ثم يسكب في المغسلة مع كمية كبيرة من الماء.

تحضير المواد

- يجب الحصول على عيِّنات العناصر الآتية؛ لاستعمالها في هذه التجربة.
- عيِّنات أنابيب الاختبار: كربون، نيتروجين، أكسجين، ماغنسيوم، ألومنيوم، سليكون، فوسفور أحمر، كبريت، كلور، كالسيوم، سلينيوم، قصدير، يود، رصاص.
- عيِّنات فوق الأطباق: كربون، ماغنسيوم، ألومنيوم، سليكون، كبريت، قصدير.
- يمكن إجراء التجربة حتى لو لم تتوافر بعض العناصر المذكورة في القائمة.
- إذا استُبدلت بعض العناصر فتأكد أنها لا تنتج تفاعلات خطيرة.

مختبر الكيمياء

الكيمياء الوصفية (النوعية)

الخلفية: يمكنك ملاحظة العديد من العناصر الممثلة، ثم تصنيفها والمقارنة بين خواصها. تسمى عملية تعرف خواص العناصر بالكيمياء الوصفية.

سؤال: كيف تتدرج خواص العناصر الممثلة؟

المواد والأدوات اللازمة

أنابيب قابلة للإغلاق	6 أنابيب اختبار
سدادات أنابيب اختبار وأوعية بلاستيكية تحوي كميات قليلة من العناصر	حامل أنابيب اختبار
جهاز الموصلية الكهربائية	مخبار مدرج 10 ml
حمض الهيدروكلوريك تركيز 1.0M	ملعقة صغيرة
	قلم للكتابة على الزجاج
	قلم رصاص

إجراءات السلامة

تحذير لا تفحص المواد الكيميائية بتذوقها. وحمض الهيدروكلوريك ذو التركيز 1 M ضار بالعين والملابس.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. لاحظ ثم دوِّن المظهر (الحالة الفيزيائية، اللون، اللمعان، الملمس .... وهكذا) لكل عينة في أنبوب الاختبار دون نزع السدادة.
3. خذ عينة صغيرة من كل عنصر في الوعاء البلاستيكي، وضعها على سطح صلب، واطرقها برفق. سيصبح العنصر مسطحًا إذا كان قابلاً للطرق. أما إذا كان هشًّا فسوف يتكسر إلى قطع صغيرة، ثم دوِّن ملاحظاتك.
4. حدد أي العناصر موصل للكهرباء باستخدام جهاز الموصلية الكهربائية، ثم نظف الأقطاب بالماء، وجففها قبل فحص كل عنصر.
5. عنون كل أنبوب اختبار برمز أحد العناصر في الأوعية البلاستيكية، ثم أضف 5 ml من الماء إلى كل أنبوب اختبار باستخدام المخبار المدرج.
6. أضف كمية صغيرة من كل عنصر إلى أنبوب الاختبار الخاص به. ثم أضف 5 ml من حمض الهيدروكلوريك HCl إلى كل أنبوب اختبار، وراقب كل أنبوب مدة دقيقة، واعلم أن تكوّن الفقاعات يعدّ دليلاً على التفاعل بين الحمض والعنصر، ثم سجل ملاحظاتك.

ملاحظة العناصر	
التصنيف	الخواص
الفلزات	• قابله للطرق. • موصلة جيدة للكهرباء. • ذات لمعان. • لها لون فضي أو أبيض. • يتفاعل معظمها مع الأحماض.
اللافلزات	• توجد في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية. • غير موصلة للكهرباء. • لا تتفاعل مع الأحماض. • غالبًا ما تكون هشة في الحالة الصلبة.
أشباه الفلزات	• تجمع بين خواص الفلزات واللافلزات.

7. **التنظيف والتخلص من الفضلات** تخلص من المواد جميعها حسب تعليمات المعلم.

حلل واستنتج

1. **فسّر البيانات** اعتمادًا على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظاتك، أعدّ قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة للفلزات.
2. **فسّر البيانات** اعتمادًا على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظاتك، أعدّ قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة للافلزات.
3. **فسّر البيانات** اعتمادًا على الجدول أعلاه، وبالإضافة إلى ملاحظاتك، أعدّ قائمة بأسماء عينات العناصر التي تظهر الخواص العامة لأشباه الفلزات.
4. **اعمل نموذجًا** ارسم مخططًا للجدول الدوري وحدد مواقع العناصر الممثلة من المجموعة 1 إلى 17. بالاعتماد على الجدول الدوري الوارد في هذا الفصل والنتائج التي حصلت عليها من التجربة، سجِّل رموز العناصر التي درستها في التجربة في مخطط الجدول الدوري الذي أعددته.
5. **استنتج** كيف تتدرج خواص العناصر التي لاحظتها في التجربة.

حلّل واستنتج

1. – 4. ستتنوع الإجابات حسب العيِّنات التي زوّد بها الطلاب.

5. ربما يلاحظ الطلاب ازدياد الخواص الفلزية من اليمين إلى اليسار، ومن أعلى إلى أسفل.

الخطوات

نظّم مجموعات العمل في مواقع متعددة من المختبر.

الفصل 2

دليل مراجعة الفصل

الفكرة العامة يتيح لنا التدرج في خواص العناصر التنبؤ بالخواص الفيزيائية والكيميائية لها.

2-1 تطور الجدول الدوري الحديث

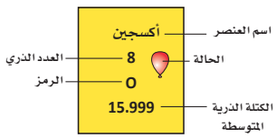
الفكرة الرئيسة لقد تطوّر الجدول الدوري للعناصر تدريجيًّا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.

المفردات

- التدرج في خواص العناصر
- المجموعات
- الدورات
- العناصر الممثلة
- العناصر الانتقالية
- الفلزات
- الفلزات القلوية
- الفلزات القلوية الأرضية
- الفلزات الانتقالية
- الفلزات الانتقالية الداخلية
- سلسلة اللانثانيدات
- سلسلة الأكتينيدات
- اللافلزات
- الهالوجينات
- الغازات النبيلة
- أشباه الفلزات

المفاهيم الرئيسة

- رُتبت العناصر في البداية تصاعديًّا حسب الكتل الذرية، مما نتج عنه بعض التناقض، ثم رتبت لاحقًا وفق الأعداد الذرية تصاعديًّا.
- يعني التدرج في خواص العناصر أن صفاتها الكيميائية والفيزيائية تتكرر عند ترتيبها تصاعديًّا حسب أعدادها الذرية.
- يرتب الجدول الدوري العناصر في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتكون العناصر ذات الخواص المتشابهة في المجموعة نفسها.
- تُصنف العناصر إلى فلزات ولا فلزات وأشباه فلزات.



2-2 تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسة رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الإلكتروني.

المفاهيم الرئيسة

- يحتوي الجدول الدوري على أربع فئات هي f,d,p,s.
- لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.
- عناصر المجموعتين 1 و2 يتطابق فيها عدد إلكترونات التكافؤ مع رقم المجموعة.
- يتطابق رقم مستوى الطاقة الأخير الذي توجد فيه إلكترونات التكافؤ مع رقم الدورة التي يقع فيها العنصر.

2-3 تدرج خواص العناصر

الفكرة الرئيسة يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها.

المفردات

- الأيون
- طاقة التأين
- القاعدة الثمانية
- الكهروسالبية

المفاهيم الرئيسة

- تتناقص قيم نصف قطر الذرة والأيون من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتزايد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.
- تتزايد طاقة التأين غالبًا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.
- تنص القاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات، أو تخسرها، أو تشارك بها لتحصل على مجموعة من ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- غالبًا ما تتزايد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

دليل مراجعة الفصل

استخدام المفردات

لتعزيز معرفة الطلاب بمفردات الفصل اطلب إليهم كتابة جملة واحدة عن كل مصطلح في الفصل. ض م

مراجعة الاستراتيجيات

- اطلب إلى الطلاب العمل في مجموعات لتصميم لعبة الكلمات المتقاطعة باستعمال مفردات الفصل 2. وعند الانتهاء من ذلك دعهم يتبادلوا كلماتهم المتقاطعة فيما بينهم لحلها والتوصل إلى تعريف المفردات. ض م
- اطلب إلى الطلاب تدوين تدرج خواص العناصر التي دُرست في جدول دوري فارغ.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

يستطيع الطلاب زيارة الموقع الإلكتروني:

www.obeikaneducation.com

من أجل:

- دراسة الفصل كاملًا على الموقع الإلكتروني.
- الدخول إلى مواقع أخرى وتعرُّف المزيد من المعلومات والمشاريع والنشاطات.
- مراجعة المحتوى وتقديم اختبارات قصيرة.

2-1

إتقان المفاهيم

25. ما النقص في الجدول الدوري لمندليف.

26. وضِّح كيف ساهمت قاعدة الثمانيات لنيولاندز في تطور الجدول الدوري؟

27. أعدّ كل من لوثر ماير وديمتري مندليف جداول دورية متشابهة في عام 1869م. فلماذا حظي مندليف بسمعة أكبر بالجدول الدوري الذي أعدّه؟

28. ما المقصود بتدرج خواص العناصر؟

29. صف الخواص العامة للفلزات.

30. ما الخواص العامة لأشباه الفلزات؟

31. صنّف العناصر الآتية إلى فلزات أو لافلزات أو أشباه فلزات.

a. الأكسجين O

b. الباريوم Ba

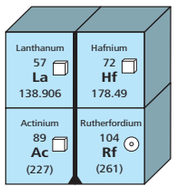
c. الجرمانيوم Ge

d. الحديد Fe

32. صل كل بند في العمود الأيمن بما يناسبه من المجموعات في العمود الأيسر:

a. العناصر القلوية	**1.** المجموعة 18
b. الهالوجينات	**2.** المجموعة 1
c. العناصر القلوية الأرضية	**3.** المجموعة 2
d. الغازات النبيلة	**4.** المجموعة 17

33. ارسم مخططًا بسيطًا للجدول الدوري، وحدد عليه مواقع كل من الفلزات القلوية والفلزات القلوية الأرضية والعناصر الانتقالية والعناصر الانتقالية الداخلية والغازات النبيلة والهالوجينات، باستخدام الملصقات.



الشكل 19–2

34. وضح ما يشير إليه الخط الداكن في منتصف الشكل 19–2.

35. ما الرمز الكيميائي لكل من العناصر الآتية:

a. فلز يستخدم في مقياس الحرارة.

b. غاز مشع يستخدم للتنبؤ بحدوث هزات أرضية، وهو غاز نبيل له أكبر كتلة ذرية مقارنةً بعناصر مجموعته.

c. يستخدم لطلاء علب المواد الغذائية، وهو فلز له أقل كتلة ذرية في المجموعة 14.

d. عنصر انتقالي يستخدم في صناعة الخزائن، ويقع في المجموعة 12 في الجدول الدوري.

36. إذا اكتشف عنصر جديد من الهالوجينات وآخر من الغازات النبيلة فما العدد الذري لكل منهما؟

إتقان حل المسائل

37. لو رتبت العناصر وفق كتلها الذرية فأي العناصر الـ 55 الأولى يكون ترتيبها مختلفًا عما هو عليه في الجدول الدوري الحالي؟

38. عنصر ثقيل جديد لو اكتشف العلماء عنصرًا يحتوي على 117 بروتونًا، فما المجموعة والدورة التي ينتمي إليهما؟ وهل يكون فلزًّا أو لا فلزًّا أو شبه فلز؟

تقويم الفصل

2-1

إتقان المفاهيم

25. استعمل مندليف الكتلة الذرية بدلًا من العدد الذري لترتيب العناصر، مما نتج عنه وضع بعض العناصر في غير مكانها الصحيح.

26. قدَّم نيولاندز فكرة الدورية في الخواص.

27. لأنّ أعمال مندليف نُشرت أولًا، ولأنه وضح عددًا أكبر من الخواص الدورية، وتوقع خواص بعض العناصر التي لم تكن قد اكتشفت.

28. يظهر التدرج في الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق تزايد العدد الذري.

29. عادة ما تكون الفلزات ذات كثافة عالية وصلبة ولامعة وقابلة للطرق والسحب وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.

30. أشباه الفلزات لها خواص فيزيائية وكيميائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات.

31. a. لا فلز

b. فلز

c. شبه فلز

d. فلز

32. a. 2

b. 4

c. 3

d. 1

33. ارجع إلى المعلم للحصول على نموذج جدول.

34. يشير الخط الداكن إلى موقع سلسلة عناصر اللانثانيدات والأكتنيدات.

35. a. Hg

b. Rn

c. Sn

d. Ni

36. سيكون العدد الذري للهالوجين الجديد 117، في حين يكون العدد الذري للغاز النبيل الجديد 118.

إتقان حل المسائل

37. ينبغي أن يحل كل من الأرجون والبوتاسيوم أحدهما مكان الآخر في الجدول الدوري. ويحل كل من الكوبالت والنيكل أحدهما مكان الآخر، وكذلك الحال مع التيلريوم واليود، حيث يجب أن يحل أحدهما مكان الآخر أيضًا.

38. المجموعة 17، الدورة 7، شبه فلز.

تقويم الفصل 2

39. ما الرمز الكيميائي للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف الآتي؟

a. عنصر في الدورة 3 يمكن استخدامه في صناعة رقائق الحاسوب لأنه شبه فلز.

b. عنصر في المجموعة 13 والدورة 5 يستخدم في صناعة الشاشات المسطحة في أجهزة التلفاز.

c. عنصر يستخدم فتيلًا في المصابيح، وله أكبر كتلة ذرية بين العناصر الطبيعية في المجموعة 6.

2-2

إتقان المفاهيم

40. **المنتجات المنزلية** ما أوجه الشبه في الخواص الكيميائية بين الكلور الذي يستخدم في تبييض الملابس واليود الذي يضاف إلى ملح الطعام؟ فسر إجابتك.

41. ما علاقة مستوى طاقة إلكترون التكافؤ برقم دورة العنصر في الجدول الدوري؟

42. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل عنصر من الغازات النبيلة؟

43. ما الفئات الأربع الرئيسة في الجدول الدوري؟

44. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا؟

45. فسر كيف يمكن أن يحدد توزيع إلكترونات التكافؤ موقع الذرة في الجدول الدوري؟

46. اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف الآتي؟

a. عنصر في المجموعة 15، وغالبًا ما يكون جزءًا من مركبات مساحيق التجميل.

b. هالوجين في الدورة 3، يدخل في تركيب منظفات الملابس، ويستخدم في صناعة الورق.

c. فلز انتقالي سائل عند درجة حرارة الغرفة، ويستخدم أحيانًا في مقاييس درجة الحرارة.

47. حدد كلًّا من المجموعة، والدورة والفئة لكل عنصر مما يأتي:

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

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

c. $[He]\ 2s^2\ 2p^6$

d. $[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$

48. عنصران في المجموعة نفسها، فهل يكون نصف قطر ذرة العنصر الذي له عدد ذري أكبر، أصغر أم أكبر من نصف قطر ذرة العنصر الآخر؟

49. يوضح **الجدول 6–2** عدد العناصر في الدورات الخمس الأولى من الجدول الدوري. فسر لماذا تحتوي بعض الدورات على أعداد مختلفة من العناصر؟

الجدول 6-2 عدد العناصر في الدورات من 1 إلى 5

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

50. **النقود** تسمى إحدى مجموعات العناصر الانتقالية بمجموعة النقود؛ لأن معظم قطع النقود المعدنية تصنع من عناصر هذه المجموعة. ما رقم هذه المجموعة؟ وما العناصر التي تنتمي إليها؟ وهل ما زالت مستخدمة في صناعة النقود حتى الآن؟

51. هل توجد إلكترونات تكافؤ جميع عناصر المجموعة 17 في مستوى الطاقة الرئيس نفسه؟ فسر إجابتك.

إتقان حل المسائل

52. **الألعاب النارية** يُكسب فلز الباريوم الألعاب النارية اللونَ الأخضر. اكتب التوزيع الإلكتروني للباريوم وصف موقعه من حيث المجموعة والدورة والفئة في الجدول الدوري.

53. **السماعات** تستخدم المغانط المصنوعة من فلز النيوديميوم في صناعة السماعات؛ لأنها قوية وخفيفة. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر، وأين يقع في الجدول الدوري؟

54. **علب الصودا** التوزيع الإلكتروني للفلز المستخدم في صناعة علب الصودا هو $[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$. ما اسم هذا الفلز؟ حدّد رقم مجموعته. ودورته، وفئته في الجدول الدوري.

39. a. Si

b. In

c. W

2-2

إتقان المفاهيم

40. لها توزيع إلكترونات التكافؤ نفسه $s^2\ p^5$.

41. رقم مستوى طاقة إلكترونات تكافؤ الذرة يساوي رقم الدورة.

42. لكل من الغازات النبيلة ثمانية إلكترونات تكافؤ ماعدا الهيليوم فله اثنان.

43. d, p, s وفئة f

44. $ns^2\ np^6$ حيث n هو رقم مستوى الطاقة.

45. لعناصر المجموعة نفسها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. ويحدد رقم مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ رقم الدورة.

46. a. Bi: $[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^3$

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

c. Hg: $[Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$

47. a. فئة d، دورة 5، مجموعة 3

b. فئة p، دورة 4، مجموعة 15.

c. فئة p، دورة 2، مجموعة 18.

d. فئة p، دورة 3، مجموعة 13.

48. أكبر.

49. وذلك بسبب اختلاف عدد مستويات الطاقة الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس من عنصر لآخر، إذ يحتوي مستوى الطاقة الأول على مستوى s الفرعي، ويحتوي مستويا الطاقة الثاني والثالث على المستويين s و p الفرعيين فقط. ويحتوي المستويان الرابع والخامس على المستويات الفرعية s و p و d. لذلك يكون عدد العناصر في الدورة 1 اثنان، وفي الدورتين الثانية والثالثة ثمانية، وفي الدورتين الرابعة والخامسة ثمانية عشرة.

50. المجموعة 11، نحاس، فضة، ذهب.

51. لا؛ لأن كل هالوجين يقع في دورة مختلفة، لذا فإن إلكترونات التكافؤ تقع في مستويات فرعية تنتمي إلى مستويات طاقة مختلفة.

إتقان حل المسائل

52. التوزيع الإلكتروني لفلز الباريوم $[Xe]\ 6s^2$. وهو يوجد في المجموعة 2، دورة 6، فئة s.

53. التوزيع الإلكتروني $[Xe]\ 6s^2\ 4f^4$. يقع في الفئة f.

54. الفلز هو الألومنيوم. في المجموعة 13، دورة 3، فئة p.

55. 2 .a

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

5 .c

Li .d

2–3

إتقان المفاهيم

56. طاقة التأيُّن هي الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة في الحالة الغازية.

57. في الجهة اليمنى من الجدول الدوري لأنه يكتسب الإلكترونات ليصل إلى حالة الثمانية والاستقرار.

58. Ba^{2+} الأكبر، Mg^{2+} الأصغر، يزداد نصف قطر الأيون كلّما اتجهنا إلى أسفل المجموعة.

59. عند إزالة أيِّ إلكترون يتبقى عدد أقل من الإلكترونات لحجب ما تبقى من إلكترونات التكافؤ عن قوة جذب النواة الكهروستاتيكي. لذا تزداد قوة جذب النواة، مما يجعل إزالة الإلكترونات المتبقّية أكثر صعوبة، وهذا يزيد من طاقة التأين.

60. تكون أنصاف أقطار أيونات اللافلزات أكبر من أنصاف أقطار ذراتها المتعادلة. تكتسب اللافلزات إلكترونات إلى مستوى طاقة الذرة حيث تتنافر هذه الإلكترونات الإضافية فيما بينها فيزداد حجم الأيون.

61. تتناقص أنصاف الأقطار من اليسار إلى اليمين لأن شحنة النواة تزداد، في حين يبقى مقدار حجب الإلكترونات الداخلية ثابتًا. لذا فإن زيادة قوة جذب النواة للإلكترونات نحو الداخل يقلّل حجم الذرة.

62. N .a Ne .b Li .c

63. يُعرف التوزيع الإلكتروني $ns^2\ np^6$ بتوزيع الثمانية، ويحتوي ثمانية إلكترونات وله أقل طاقة، وينتج عنه حالة الاستقرار للذرة.

تكسب الذرات الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها لتحصل على الحالة المستقرة لتوزيع الثمانية. ولكن يحتوي كل من الهيدروجين والهيليوم على مستوى طاقة واحد يكتمل بوجود إلكترونين من إلكترونات التكافؤ فقط.

تقويم الفصل 2

55. املأ الفراغ في الجدول 7–2 .

الجدول 7-2 التوزيع الإلكتروني

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

2-3

إتقان المفاهيم

56. ما المقصود بطاقة التأين؟

57. يشكل عنصر ما أيونًا سالبًا عند التأين. فأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.

58. أيّ العناصر الآتية: الماغنسيوم أم الكالسيوم أم الباريوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيها نصف قطر أيونه أصغر؟ وما نمط التغير الذي يفسر ذلك؟

59. فسر لماذا تزداد طاقة تأين العناصر المتتالية في الجدول الدوري عبر الدورة؟

60. كيف يمكن مقارنة نصف قطر أيون اللافلز بنصف قطر الذرة؟ فسر ذلك.

61. فسر لماذا يقل نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة؟

62. حدّد أي العنصرين له أكبر طاقة تأين في كل من الأزواج الآتية؟

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

63. ما المقصود بالقاعدة الثمانية؟ ولماذا لا يتبع غازا الهيدروجين والهيليوم هذه القاعدة؟

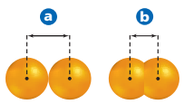
الشكل 20–2

64. استخدم الشكل 20–2 للإجابة عن الأسئلة الآتية، فسّر إجابتك.

a. إذا كانت A تمثل أيونًا، و B تمثل ذرة للعنصر نفسه. فهل يكون الأيون موجبًا أم سالبًا؟

b. إذا كان A وB يمثلان نصفي قطري ذرتي عنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبها في الدورة؟

c. إذا كان A وB يمثلان نصفي قطري أيونين لعنصرين في المجموعة نفسها، فما ترتيبها في المجموعة؟



الشكل 21–2

65. يمثل الشكل 21–2 طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون. صف كل طريقة، واذكر متى تستخدم كل منهما؟

66. الكلور التوزيع الإلكتروني لذرة الكلور هو [Ne] $3s^2\ 3p^5$ وعندما يكتسب إلكترونًا يصبح توزيعه الإلكتروني [Ne] $3s^2\ 3p^6$، وهو التوزيع الإلكتروني للأرجون. فهل تغيرت ذرة الكلور إلى ذرة أرجون؟ فسر إجابتك.

إتقان حل المسائل

67. تصنع بعض العبوّات من مادة اللكسان Lexan، وهي مادة بلاستيكية يدخل في تركيبها مركب مكوَّن من الكلور والكربون والأكسجين. رتّب هذه العناصر تنازليًّا حسب نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون.

68. العدسات اللاصقة تصنع العدسات اللاصقة المرنة من اتحاد ذرات السليكون والأكسجين معًا. اعمل جدولاً يحتوي قائمة بالتوزيع الإلكتروني وأنصاف أقطار كل من ذرات وأيونات السليكون والأكسجين. ثم اشرح أي الذرات تصبح أكبر، وأيها تصبح أصغر عند اتحاد السليكون بالأكسجين؟ ولماذا؟

64. a. الأيون سالب. لأن الأيون السالب أكبر حجمًا من ذرته دائمًا.

b. يكون A على يسار B، حيث يتناقص نصف قطر الذرة عبر الدورة من اليسار إلى اليمين.

c. يكون A أسفل B، حيث يتزايد نصف قطر الأيون كلما اتجهنا إلى أسفل المجموعة.

65. تستخدم الطريقة a للفلزات، حيث نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين ذرتين متجاورتين في البلورة الفلزية. وتستخدم الطريقة b للافلزات الموجودة في صورة جزيئات، حيث نصف قطر الذرة هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين ترتبطان معًا.

66. لا، إن التوزيع الإلكتروني لأيون الكلور وذرة الأرجون هو التوزيع نفسه، ولكن ما زال لأيون الكلور 17 بروتونًا ويحتفظ بنوعه كذرَّة كلور.

إتقان حل المسائل

67. a. كلور، كربون، أكسجين (حسب نصف قطر الذرة).

b. كلور، أكسجين، كربون. (حسب نصف قطر الأيون).

تقويم الفصل 2

69. المحلِّي الصناعي تحتوي بعض المشروبات الغازية التي تجنّب زيادة الوزن على المحلي الصناعي أسبارتيم، وهو مركب يحتوي على الكربون والنيتروجين والأكسجين وذرات أخرى. اعمل جدولاً يوضح أنصاف أقطار الذرات والأيونات للكربون والنيتروجين والأكسجين. افترض حالة التأين الموضحة في **الشكل 14–2** واستخدم الجدول الدوري للتنبؤ بما إذا كانت حجوم ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين تتزايد أم تتناقص عند تكوين الروابط الكيميائية في الأسبارتيم.

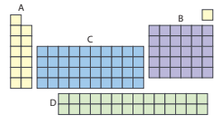
مراجعة عامة

70. عرّف الأيون.

71. اشرح لماذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة؟

72. ما شبه الفلز في الدورة 2 من الجدول الدوري، الذي يكون جزءًا من مركب يستعمل لإزالة عسر الماء؟

73. أيهما أكثر كهروسالبية: عنصر السيزيوم في المجموعة 1 المستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء، أم البروم وهو الهالوجين المستخدم في مركبات مقاومة الحريق؟ ولماذا؟



الشكل 22–2

74. يوضح **الشكل 22–2** فئات الجدول الدوري. سمّ كل فئة من الجدول الدوري، واشرح الخواص المشتركة بين عناصر كل فئة.

75. أي عنصر في الأزواج الآتية له كهروسالبية أعلى:

a. As أو K

b. Sb أو N

c. Be أو Sr

76. فسر لماذا تمتد الفئة s من الجدول الدوري على هيئة مجموعتين، والفئة p على هيئة 6 مجموعات، والفئة d على هيئة 10 مجموعات؟

77. لماذا تختلف معظم قيم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية؟

78. رتب العناصر – الأكسجين والكبريت والتيلريوم والسلينيوم – تصاعديًا حسب نصف قطر الذرة. وهل يعد ترتيبك مثالاً على تدرج الخواص في المجموعة أم في الدورة؟

79. الحليب يعدّ العنصر ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2$ من أهم الفلزات الموجودة في الحليب. حدد مجموعة ودورة وفئة هذا العنصر في الجدول الدوري.

80. لماذا لا توجد عناصر من الفئة p في الدورة الأولى؟

81. المجوهرات ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صناعة المجوهرات، واللذان يقعان في المجموعة 11، ولهما أقل كتلة ذرية؟

82. أيهما له طاقة تأين أكبر: البلاتين المستخدم في عمل تاج الضروس، أم الكوبلت الذي يُكسب الفخار ضوءه الأزرق الساطع؟

التفكير الناقد

83. طبق يكوِّنُ الصوديوم Na أيونًا موجبًا $+1$؛ في حين يكوِّن الفلور F أيونًا سالبًا -1. اكتب التوزيع الإلكتروني لكل أيون منهما. وفسّر لماذا لا يشكل هذان العنصران أيونات ثنائية؟

84. اعمل رسمًا بيانيًا واستخدمه استعن بالبيانات الواردة في **الجدول 8–2**. ومثّل بيانيًا الكثافة مقابل العدد الذري، واذكر أي نمط تغيُّر يمكن أن تلاحظه.

68. عندما يتحد السليكون مع الأكسجين تصبح ذرات السليكون أصغر لأنها تفقد الإلكترونات، وتصبح ذرات الأكسجين أكبر لأنها تكسب الإلكترونات.

69. يتناقص حجم ذرات الكربون، ويتزايد حجم ذرات النيتروجين والأكسجين.

مراجعة عامة

70. الأيون ذرة اكتسبت إلكترونًا أو أكثر أو فقدته.

71. لا يوجد للذرة نهاية محددة.

72. البورون B.

73. البروم، تزداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة في الجدول الدوري.

74. A عبارة عن عناصر فئة s ذات مستوى s ممتلئ أو شبه ممتلئ. B عبارة عن عناصر فئة p ذات مستويات p ممتلئة أو شبه ممتلئة. C عبارة عن عناصر فئة d ذات مستويات d ممتلئة أو شبه ممتلئة. D عبارة عن عناصر فئة f ذات مستويات f ممتلئة أو شبه ممتلئة.

75. a. As

b. N

c. Be

76. تمثل الفئة s تعبئة مستوى s الذي يتسع لإلكترونين كحدٍّ أقصى، في حين تمثل الفئة p تعبئة مستويات p الثلاثة التي تسع ستة إلكترونات كحدٍّ أقصى. كما تمثل الفئة d تعبئة مستويات d الخمسة التي تتسع لعشرة إلكترونات كحدٍّ أقصى.

77. عدّل العلماء طرائق قياس الكتل الذرية.

78. الترتيب هو Te, Se, S, O. ويعد هذا الترتيب مثالاً على تدرج الخواص في المجموعة.

79. يوجد عنصر الكالسيوم في المجموعة 2، الدورة 4، الفئة s.

80. لا يوجد مستوى p في مستوى الطاقة الأول الذي يتألف من مستوى s الوحيد، والذي يسع إلكترونين كحد أقصى.

81. النحاس والفضة.

82. البلاتين.

التفكير الناقد

83. كلا الأيونين لهما التوزيع الإلكتروني $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ المشابه للغاز النبيل. ولا يشكل أي منهما أيونات ثنائية لأنهما يصلان بهذا التركيب إلى حالة الإستقرار، إذ يكتفي الصوديوم بفقد إلكترون، ويعمل الفلور على اكتسابه.

84. يوضح المنحنى البياني زيادة الكثافة بزيادة العدد الذرّي. لاحظ أن كثافة النيتروجين منخفضة جدًّا؛ لأنه العنصر الوحيد الذي يوجد في الحالة الغازية (بقية العناصر في الحالة الصلبة).

85. تحدث القيم العظمى لعناصر الفئة d عندما تكون المستويات نصف ممتلئة تقريبًا. (التوزيع الإلكتروني لعنصر W يحتوي $5d^6$؛ لذا يكون له أعلى درجة انصهار). وحسب قاعدة هوند، تزداد الرابطة الفلزية قوة كلما زاد عدد الإلكترونات غير المرتبطة، وتصل إلى القيمة العظمى عندما تكون المستويات نصف ممتلئة. لاحظ أن Hg وRn لا يحتويان على إلكترونات غير مرتبطة، لذا فإنَّ درجتي انصهارهما تكونان منخفضتين. أما عناصر الفئة p (81 – 86) فتكون العناصر التي يتوافر فيها إلكترونات غير مرتبطة ذات درجات انصهار عالية .

86. مجموعة 2؛ ns^2، مجموعة 13؛ $ns^2\ np^1$؛ مجموعة 14؛ $ns^2\ np^2$، مجموعة 15؛ $ns^2\ np^3$، مجموعة 16؛ $ns^2\ np^4$، مجموعة 17؛ $ns^2\ np^5$، مجموعة 18؛ $ns^2\ np^6$.

87. الفوسفور؛ حيث تشير القفزة الكبيرة في مقدار طاقة التأيُّن بعد المستوى الخامس إلى أن للعنصر خمسة إلكترونات تكافؤ.

مسألة تحفيز

88. Li: 5.4 eV أو 8.64×10^{-19} J

Be: 9.38 eV أو 1.50×10^{-18} J

B: 8.31 eV أو 1.33×10^{-18} J

C: 11.3 eV أو 1.81×10^{-18} J

مراجعة تراكمية

89. المادة هي كل شيء له كتلة ويشغل حيزًا من الفراغ.

a. لا.
b. نعم.
c. لا.
d. لا.
e. نعم.
f. لا.

90.
a. 1.1×10^{-2} m
b. 7.62×10^{-8} mm
c. 1.1×10^{4} kg
d. 7.23×10^{-6} kg

91. تحسب طاقة الكم بوصفها حاصل ضرب التردد في ثابت بلانك.

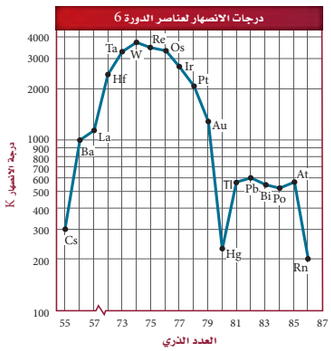
92. الحديد.

تقويم الفصل 2

الجدول 8-2 بيانات الكثافة لعناصر المجموعة 15

العنصر	العدد الذري	الكثافة (g/cm^3)
النيتروجين	7	1.25×10^{-3}
الفوسفور	15	1.82
الزرنيخ	33	5.73
الأنتيمون	51	6.70
البزموث	83	9.78

85. فسِّر البيانات رسمت درجات انصهار عناصر الدورة 6 مقابل العدد الذري كما في **الشكل 23–2**. حدّد نمط التغير في درجات الانصهار والتوزيع الإلكتروني للعناصر. ثم ضع فرضية لتفسير هذا النمط.



الشكل 23–2

86. التعميم يعبر الرمز ns^1 عن التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي لعناصر المجموعة الأولى، حيث n هو رقم دورة العنصر ومستوى طاقته الرئيس. اكتب رمزًا مشابهًا لكل مجموعات العناصر الممثلة.

87. تعرَّف أحد العناصر الممثلة في الدورة 3 جزء من المواد الخشنة التي تستعمل على سطوح علب الثقاب. والجدول **9–2** يوضح طاقات التأين لهذا العنصر. استعن بالمعلومات الواردة في هذا الجدول لاستنتاج نوع العنصر.

الجدول 9-2 طاقات التأين بوحدة kJ/mol

العدد	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس	السادس
طاقة التأين	1010	1905	2910	4957	6265	21238

مسألة تحفيز

88. يعبر عن طاقات التأين بوحدة (kJ/mol)، إلاّ أنه يعبر عن الطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من الذرة بالجول (J). استخدم القيم في **الجدول 5–2** لحساب الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الأول بوحدة الجول من ذرة كل من B، و Be، و Li، و C، ثم استخدم العلاقة $1eV = 1.6 \times 10^{-19}$ J لتحويل القيم إلى الإلكترون فولت.

مراجعة تراكمية

89. عرّف المادة، وحدّد ما إذا كان كل مما يلي مادة أم لا.

a. موجات الميكروويف
b. الهيليوم داخل بالون
c. حرارة الشمس
d. السرعة
e. ذرة من الغبار
f. اللون الأزرق

90. حوّل كلًّا من وحدات القياس الآتية إلى ما هو مبين:

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

91. ما العلاقة بين الطاقة التي تنبعث من الإشعاع وتردده؟

92. ما العنصر الذي توزيعه الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ وهو في حالة الاستقرار؟

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

93. **الثلاثيات** في بدايات القرن التاسع عشر اقترح الكيميائي الألماني دوبيرنر ما يعرف باسم الثلاثيات. ابحث عن ثلاثيات دوبيرنر، واكتب تقريرًا حولها. ما العناصر التي تمثل الثلاثيات؟ وكيف كانت صفات العناصر فيها متشابهة؟

94. **الميل الإلكتروني** خاصية دورية أخرى. اكتب تقريرًا عن الميل الإلكتروني، وصف تدرجه عبر المجموعة وعبر الدورة.

أسئلة المستندات

كان الجدول الدوري الأصلي لمنديليف جديرًا بالملاحظة في ضوء المعلومات التي كانت متوافرة عن العناصر المعروفة في حينه، لذلك فهو يختلف عن النسخة الحديثة. قارن بين جدول منديليف الموضح في **الجدول 10–2** والجدول الدوري الحديث الموضح في **الشكل 5–2**.

الجدول 10-2 مجموعات العناصر

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

95. وضع منديليف الغازات النبيلة في يسار الجدول. فلماذا يعد وضع هذه العناصر في نهاية الجدول – كما في الجدول الدوري الحديث– (المجموعة 18) منطقيًّا أكثر؟

96. أي أجزاء جدول منديليف يعد أكثر تشابهًا مع موقعه الحالي، وأيها كان أبعد عن موقعه الحالي في الجدول الحديث؟ ولماذا؟

97. تختلف معظم الكتل الذرية في جدول منديليف عن القيم الحالية. ما سبب ذلك؟

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

93. لاحظ دوبيرنر أن الكتلة الذرية للإسترانشيوم تقع في الوسط بين الكتلة الذرية للكالسيوم والباريوم، وهي عناصر لها خواص كيميائية متشابهة. كما درس ثلاثية الهالوجينات المؤلفة من الكلور والبروم واليود وثلاثية الفلزات القلوية المؤلفة من الليثيوم، الصوديوم والبوتاسيوم. واقترح دوبيرنر أن الطبيعة تحتوي ثلاثيات من العناصر فللعنصر الأوسط (عند ترتيب العناصر وفق الكتلة الذرية) خواص متوسطة بين العنصرين الآخرين.

94. سيجد الطلاب أن الميل الإلكتروني هو الطاقة المصاحبة لإضافة مول واحد من الإلكترونات إلى مول واحد من الذرات أو الأيونات في الحالة الغازية. ومع أن هناك الكثير من عدم الانتظام (ماعدا الغازات النبيلة)، إلَّا أن قيمة الميل الإلكتروني الأولي غالبًا ما تقل من أعلى إلى أسفل خلال المجموعة، وتزداد من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

أسئلة المستندات

95. إن وضع الغازات النبيلة في الجهة اليمنى يجعل العناصر الممثلة مرتبة من اليسار إلى اليمين. فكلَّما تمَّ تعبئة مستويات الطاقة استقرت الغازات النبيلة التي لها مستويات خارجية ممتلئة على الجهة اليمنى.

96. يشبه He عناصر الفئة s والتي تُعدّ الأكثر تشابهًا مع موقعه الحالي، وتُعدّ عناصر الفئة f الأقل تشابهًا معه في الجدول الحالي. كانت عناصر فئة s هي المعروفة على نحو واسع في ذلك الوقت، ولكن كان يُعرف القليل عن عناصر فئة f.

97. بسبب مراجعة العلماء طرائقهم في قياس الكتل الذرية.

أسئلة الاختيار من متعدد

1. a
2. d
3. d
4. a
5. b
6. d
7. d
8. b
9. d

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

1. عناصر المجموعة الواحدة في الجدول الدوري لها نفس:
   a. عدد إلكترونات التكافؤ.
   b. الخواص الفيزيائية.
   c. عدد الإلكترونات.
   d. التوزيع الإلكتروني.
2. أي العبارات الآتية غير صحيحة؟
   a. نصف قطر ذرة الصوديوم Na أصغر من نصف قطر ذرة الماغنسيوم Mg.
   b. قيمة الكهروسالبية للكربون C أكبر من قيمة الكهروسالبية للبورون B.
   c. نصف قطر الأيون Br^- أكبر من نصف قطر ذرة Br.
   d. طاقة التأين الأولى لعنصر K أكبر من طاقة التأين الأولى لعنصر Rb.
3. التوزيع الإلكتروني لذرة عنصر هو $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$. ما المجموعة والدورة والفئة التي يقع ضمنها هذا العنصر في الجدول الدوري؟
   a. مجموعة 14، دورة 4، فئة d
   b. مجموعة 16، دورة 3، فئة p
   c. مجموعة 14، دورة 4، فئة p
   d. مجموعة 16، دورة 4، فئة p

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 4 و5:

خواص العناصر

العنصر	الفئة	الخواص
X	s	صلب، يتفاعل بسرعة مع الأكسجين.
Y	p	غاز عند درجة حرارة الغرفة، يكوّن الأملاح.
Z	—	غاز نبيل

4. أي مجموعة في الجدول الدوري يقع فيها العنصر X؟
   a. 1
   b. 17
   c. 18
   d. 4
5. الفئة التي يقع فيها العنصر Z هي:
   a. s
   b. p
   c. d
   d. f

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 6 و7.

النسبة المئوية لمكونات أكاسيد النيتروجين

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

6. ما النسبة المئوية للنيتروجين في المركب N_2O_3؟
   a. 44.75%
   b. 46.7%
   c. 28.1%
   d. 36.8%
7. تحتوي عينة من أكسيد النيتروجين على 1.29 g من النيتروجين، و 3.71 g من الأكسجين. أي الصيغ الآتية يحتمل أن تمثل المركب ؟
   a. N_2O_4
   b. N_2O_3
   c. N_2O
   d. N_2O_5
8. توجد أشباه الفلزات في الجدول الدوري فقط في:
   a. الفئة d
   b. المجموعات 13 إلى 17
   c. الفئة f
   d. المجموعتين 1 و2
9. ما المجموعة التي تحتوي على اللافلزات فقط؟
   a. 1
   b. 13
   c. 15
   d. 18

اختبار مقنن

10. يمكن توقع أن العنصر 118 له خواص تشبه:

a. الفلزات القلوية الأرضية
b. الهالوجين
c. أشباه الفلزات
d. الغاز النبيل

أسئلة الإجابات القصيرة

ادرس التوزيع الإلكتروني الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

$[Ne]\,3s^2 3p^1$

11. في أي دورة في الجدول الدوري يوجد هذا العنصر؟

12. في أي مجموعة في الجدول الدوري يوجد هذا العنصر؟

13. ما اسم هذا العنصر؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 14 و 15.

طاقات التأين لعناصر مختارة من الدورة 2 بوحدة kJ/mol

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

14. بيّن العلاقة التي تربط بين التغير الكبير جدًّا في طاقة التأين وعدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة.

15. توقع أيّ طاقات التأين سوف تُظهر أكبر تغير لعنصر الماغنسيوم؟ فسّر إجابتك.

10. d

أسئلة الإجابات القصيرة

11. الدورة 3

12. المجموعة 13

13. الألومنيوم

أسئلة الإجابات المفتوحة

14. من الأسهل انتزاع إلكترون تكافؤ من مستوى طاقة شبه ممتلئ. أما بالنسبة لذرة الليثيوم، فإننا بحاجة إلى طاقة أكبر بكثير لانتزاع الإلكترون الثاني من مداره حيث إن الإلكترون الثاني هو جزء من مستوى طاقة خارجي ممتلئ. وانتزاعه يجعل الذرة أقل استقرارًا، لذا نحتاج إلى قدر أكبر من الطاقة لانتزاعه.

15. سيُظهر الماغنسيوم أكبر تغير لطاقة التأين عند طاقة التأين الثالثة، حيث تعبر طاقة التأين الأولى والثانية عن مقدار الطاقة المطلوبة لإزالة إلكتروني التكافؤ من الماغنسيوم. إن طاقة التأين الثالثة ستكسر قاعدة الثمانية، لذا سنحتاج إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة في الحالتين السابقتين.

المخطط التنظيمي للفصل 3: المركبات الأيونية والفلزات Ionic Compounds and Metals

الفكرة العامة **ترتبط الذرات في المركبات الأيونية في روابط كيميائية تنشأ عن تجاذب الأيونات المختلفة الشحنات.**

القسم	أهداف القسم
3-1 تكوُّن الأيون **الفكرة الرئيسة** **تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثُماني الأكثر استقرارًا.**	1. يعرف الرابطة الكيميائية. 2. يصف تكوين الأيونات الموجبة والسالبة. 3. يربط بين تكون الأيون وتوزيعه الإلكتروني
3-2 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية **الفكرة الرئيسة** **تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكوِّن مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.**	1. يصف تكوين الرابطة الأيونية وبناء المركبات الأيونية. 2. يُعمّم قوة الروابط الأيونية اعتمادًا على الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية. 3. يُصنّف تكوين الرابطة الأيونية إلى طارد أو ماص للحرارة.
3-3 صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها **الفكرة الرئيسة** **عند تسمية المركبات الأيونية يُذكر الأيون السالب أولاً متبوعًا بالأيون الموجب. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولًا متبوعًا برمز الأيون السالب.**	1. يربط وحدة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني بتركيبه الكيميائي. 2. يكتب صيغ المركبات الأيونية والأيونات العديدة الذرات. 3. يطبق طريقة التسمية على المركبات الأيونية والأيونات العديدة الذرات.
3-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات **الفكرة الرئيسة** **تُكوّن الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها "بحر" من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.**	1. يصف الرابطة الفلزية. 2. يربط نموذج بحر الإلكترونات بالخواص الفيزيائية للفلزات. 3. يعرّف السبائك، وتصنّفها إلى مجموعتين رئيستين.

د م دون المستوى.	ض م ضمن المستوى.	ف م فوق المستوى .	تعلم تعاوني

الزمن المقترح للتدريس - الفصل 3 / المركبات الأيونية والفلزات (12 حصة)					
القسم	3-1	3-2	3-3	3-4	التقويم
عدد الحصص	2	3	3	3	1

مصادر تقويم التعلم	المواد الإثرائية الداعمة	المواد والأدوات المختبرية
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 85، 87 ماذا قرأت، ص 84 تقويم القسم، ص 87	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 68 ض م شريحة التركيز رقم 7 د م شريحة التعليم رقم 8 ض م شريحة مهارات الرياضيات رقم 3 ض م	**تجربة استهلالية** صفحة 83 ماء مقطر، سكر، طبق تفاعلات بلاستيكي، جهاز الموصلية الكهربائية، ماصة **الزمن: 10 دقائق**
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 93 ماذا قرأت؟ ص 91، 92 تقويم القسم، ص 95	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 69 ض م شريحة التركيز رقم 8 د م شريحة التعليم رقم 9 ض م	**عرض سريع** صفحة 89 كلوريد صوديوم، وعاء زجاجي، جهاز الموصلية الكهربائية، مصباح كشاف، كلوريد ليثيوم. **الزمن: 10 دقائق**
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 98، 100، 101، 102 ماذا قرأت؟ ص 97 تقويم القسم، ص 102	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 71 ض م شريحة التركيز رقم 9 د م شريحة التعليم رقم 10 ض م شريحة مهارات الرياضيات رقم 4 ض م	**عرض توضيحي** صفحة 96 كأس زجاجية سعتها 150 ml عدد (3)، محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 1 M، محلول برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ تركيزه 0.01 M، محلول كبريتيت الصوديوم الهيدروجيني $NaHSO_3$ تركيزه 0.01 M. **الزمن: 15 دقيقة** **عرض سريع** صفحة 99 جهاز الموصلية الكهربائية، دورق 500 ml، قمع، ماء مقطر، $MgCl_2$، $NaCl$، $Mg(NO_3)_2$، $AlCl_3$، $Al(NO_3)_3$، KNO_3، $NaNO_3$ **الزمن: 10 دقائق**
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 105 ماذا قرأت؟ ص 104 تقويم القسم، ص 105 **التقويم الختامي** تقويم الفصل، ص 109	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 73 ض م شريحة التركيز رقم 10 د م شريحة التعليم رقم 11 ض م	**عرض سريع** صفحة 104 هيدروكسيد الصوديوم، قطع نحاسية، ماء مقطر، مصدر تسخين، كأس زجاجية. **الزمن: 10 دقائق** **مختبر الكيمياء** صفحة 107 شريط ماغنسيوم 25 cm، ماسك، حامل حلقة ومثبت، لهب بنزن، جفنة، كأس سعتها 100ml، جهاز التوصيل، مثلث خزفي، ساق تحريك، ميزان، ماء مقطر. **الزمن: 30 دقيقة**

الفصل 3

الفكرة العامة

الروابط الكيميائية

لتقديم الفكرة العامة لهذا الفصل أشعل شريطًا من الماغنسيوم أمام الطلاب على ألا يحدّقوا فيه، وبعد انتهاء التفاعل اسأل الطلاب عما شاهدوه. يشاهد الطلاب أن المركب الناتج يختلف عن الماغنسيوم الأصلي. واسألهم أيضًا: ما الذي تفاعل مع الماغنسيوم؟ الهواء الذي يتكون معظمه من النيتروجين والأكسجين. ثم اطلب إليهم أن يحددوا موقع كل من الماغنسيوم والأكسجين والنيتروجين في الجدول الدوري، وأن يتوقعوا أنواع الأيونات التي تكوّنها. يوجد الماغنسيوم في المجموعة 2 وسيكوّن أيونًا شحنته 2+. كما يوجد الأكسجين في المجموعة 16 وسيكّون أيونًا شحنته 2–. أما النيتروجين فيوجد في المجموعة 15 وسيكوّن أيونًا شحنته 3–. ثم أخبر الطلاب أنهم سيقومون بإجراء تفاعل مشابه في مختبر الكيمياء لاحقًا.

الربط مع المعرفة السابقة

اطلب إلى الطلاب مراجعة المفاهيم الآتية قبل دراسة هذا الفصل:

التركيب الذري

التوزيع الإلكتروني

تدرج الخواص.

استعمال الصورة

الروابط الكيميائية في الطبيعة اطلب إلى الطلاب أن يتأملوا الصورة الافتتاحية، واسألهم: ما المادة الكيميائية التي تتكون منها الشعاب المرجانية؟ كربونات الكالسيوم. واطلب إليهم ملاحظة الشكل الذي يبين تركيب كربونات الكالسيوم، واسألهم: ماذا تلاحظون؟ تتكون كربونات الكالسيوم من أيونات الكالسيوم الموجبة وأيونات الكربونات السالبة. إذ يرتبط كل أيون كالسيوم 2 + مع أيون كربونات 2 –. اطلب إلى الطلاب أن يقارنوا الشكل الذي يبين تركيب الألومنيوم بالشكل الذي يبين تركيب كربونات الكالسيوم. ينبغي أن يلاحظوا عدم وجود الشحنة السالبة في الشكل الذي يبين تركيب الألومنيوم. وأخبرهم أن الألومنيوم يحتوي رابطة فلزية، على حين تحتوي كربونات الكالسيوم رابطة أيونية. واشرح لهم أن الألومنيوم يحتوي على شحنات سالبة لا تظهر في الصورة. وسيتم مناقشة هذين النوعين من الروابط في هذا الفصل.

تجربة استهلالية

ما أنواع المركّبات التي توصل محاليلها التيار الكهربائي؟

لكي توصل المادة التيار الكهربائي يجب أن تحتوي على جسيمات مشحونة قادرة على الحركة بسهولة. ويعد التوصيل الكهربائي من خواص المواد التي تزودنا ببعض المعلومات عن الروابط بين الذرات.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اعمل جدول بيانات لتسجيل ملاحظاتك.
3. املأ إحدى فجوات **طبق التفاعلات** البلاستيكي **بملح الطعام الصلب NaCl**.
4. استخدم **الماصة** لنقل 1ml من محلول **ملح الطعام NaCl** المعد باستخدام ماء الصنبور إلى فجوة أخرى في الطبق نفسه.
5. اغمس أقطاب **جهاز الموصلية الكهربائية** داخل ملح الطعام الصلب، فإذا توهج المصباح الكهربائي فإن ذلك يعني أن ملح الطعام الصلب موصل للكهرباء. كرر الخطوة نفسها مع محلول ملح الطعام.
6. كرر الخطوات 3 – 5 مستخدمًا **السكر** $C_{12}H_{22}O_{11}$ بدلاً من ملح الطعام.
7. أعد الخطوات 3 – 5 مستخدمًا **الماء المقطر** بدلاً من ماء الصنبور.

التحليل

1. اعمل جدولاً ودوّن فيه أسماء المركبات ونتائج تجارب التوصيل الكهربائي.
2. فسر النتائج التي حصلت عليها.

استقصاء صمّم نموذجًا يوضح الاختلاف بين المركّبات التي توصل محاليلها التيار الكهربائي والمركّبات التي لا توصل محاليلها التيار الكهربائي.

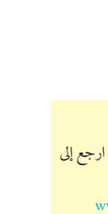
المطويات منظمات الأفكار

المركبات الأيونية اعمل المطوية الآتية لتساعدك على تنظيم المعلومات الخاصة بالمركبات الأيونية.

خطوة 1 اطو الورقة طوليًا لتعمل ثلاثة أقسام متساوية.

خطوة 2 اطو الجزء العلوي من الورقة نحو الأسفل بمقدار 2 cm تقريبًا.

خطوة 3 ارسم خطوطًا على طول الثنيات، ثم عنون الأعمدة على النحو الآتي: تكوين الأيونات، الروابط الأيونية، خواص المركبات الأيونية.



المطويات استخدم هذه المطوية في القسمين 1–3 و2–3. وبعد قراءتها دوّن المعلومات الخاصة بالمركبات الأيونية في الأعمدة المناسبة لذلك في المطوية.

الكيمياء عالم المواقع الالكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:
www.obeikaneducation.com

تجربة استهلالية

الهدف يستخدم الطلاب جهاز الموصلية الكهربائية؛ لملاحظة توصيل محاليل بعض المركبات للتيار الكهربائي.

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة قبل بدء العمل. ويمكن التخلص من الفضلات، بسكب المحاليل والسوائل في المغسلة وسكب كمية كبيرة من الماء بعدها.

استراتيجيات التدريس

- يمكن اختيار المركبات الأيونية والتساهمية حسب توافرها.
- يمكنك التوسع في التجربة بفحص محاليل أخرى شائعة ومعروفة ومنها على سبيل المثال الخل وعصائر الليمون، إذْ يسمع الكثير من الطلاب عن الإلكتروليتات ولكنهم لا يفهمون وظائفها. فإذا استخدمت هذه المحاليل في المختبر فحذِّر الطلاب من تناولها داخل المختبر.

النتائج المتوقعة تتفكك المركبات الأيونية في الماء مكونةً الأيونات ممّا يجعلها توصل التيار الكهربائي، ولكن المركبات التساهمية تبقى في صورة جزيئات في الماء؛ وعليه فإنها لا توصل التيار الكهربائي.

التحليل

1. :

المادة	نتيجة التوصيل
NaCl (صلب)	لا
NaCl (محلول)	نعم
$C_{12}H_{22}O_{11}$ (صلب)	لا
محلول $C_{12}H_{22}O_{11}$	لا
ماء مقطر	لا

2. يكوّن ملح الطعام أيونات (جسيمات مشحونة) عند ذوبانه في الماء.

الاستقصاء

تتحلل المركبات الموصلة للكهرباء في المحلول إلى أيونات منفصلة، مما يتيح لها توصيل التيار الكهربائي. أما المركبات التي لا توصل الكهرباء في المحلول فلا تتفكك إلى أيونات.

3-1

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (7) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

التوزيع الإلكتروني اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصري الكالسيوم والأرجون على السبورة، ثم اطلب إلى الطلاب المقارنة بينهما. يحتوي التوزيع الإلكتروني للكالسيوم على إلكتروني تكافؤ أكثر من الأرجون. ذكِّر الطلاب أن الأرجون غاز نبيل له توزيع إلكتروني مستقر. ارسم التوزيع الإلكتروني لعنصر الكلور على السبورة، واطلب إليهم مقارنته مع التوزيع الإلكتروني للأرجون. يقل الكلور بإلكترون تكافؤ واحد عن الأرجون. ثم اسأل الطلاب: ما الذي يجب أن يحدث للكالسيوم حتى يصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابه للأرجون؟ يجب أن يفقد الكالسيوم إلكتروني التكافؤ من مستوى طاقته الأخير ليكوّن أيونًا شحنته 2+. وما الذي يجب أن يحدث للكلور ليصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابه للأرجون؟ يجب أن يكتسب الكلور إلكترونًا في مستوى طاقته الخارجي ليكوّن أيونًا شحنته 1–. ض م

2. التدريس

تطوير المفهوم

التوزيع الإلكتروني اكتب على السبورة التوزيع الإلكتروني الكامل لكلٍّ من البوتاسيوم والأرجون، واطلب إلى الطلاب توضيح الفرق بينهما. هما متشابهان إلَّا أن البوتاسيوم له إلكترون $4s^1$. واسأل أيضًا: لماذا يُعد الأرجون مستقرًّا؟ لأنه غاز نبيل له ثمانية إلكترونات تكافؤ. وكيف يمكن للبوتاسيوم أن يصل إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل؟ يجب أن يفقد البوتاسيوم الإلكترون $4s^1$. ذكّر الطلاب أن البوتاسيوم سيصبح K^+ بسبب وجود بروتون واحد زائد في النواة. ثم ناقش معهم التوزيع الإلكتروني لكل من الكالسيوم والجاليوم. ض م

3–1

تكون الأيون Ion Formation

الأهداف

- **تصف** تكوين الأيونات الموجبة والسالبة.
- **تربط** بين تكوّن الأيون وتوزيعه الإلكتروني.

مراجعة المفردات

القاعدة الثمانية: تميل الذرات إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدانها أو مشاركتها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.

المفردات الجديدة

الكاتيون

الأنيون

الفكرة الرئيسة **تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارًا.**

الربط مع الحياة تخيل أنك ذاهب ومجموعة من الأصدقاء لتلعبوا كرة القدم، فوجدتم هناك مجموعة أخرى أكثر عددًا يريدون اللعب أيضًا، فاتفقتم على تشكيل فريقين متساويين مما يؤدي إلى أن تفقد إحدى المجموعتين بعض لاعبيها لينضموا إلى المجموعة الأخرى. وهكذا بطريقة مشابهة يكون سلوك الذرات أحيانًا عند تكوين المركبات.

تكوين الأيون الموجب Positive Ion Formation

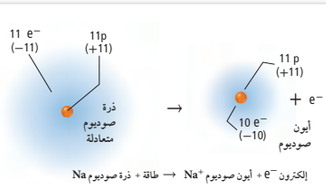
يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحدًا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. ويُسمى الأيون الموجب **بالكاتيون**. ولفهم تكوين الأيون الموجب قارن بين التوزيع الإلكتروني لغاز النيون النبيل (العدد الذري يساوي 10) والتوزيع الإلكتروني لفلز الصوديوم القلوي (العدد الذري يساوي 11).

ذرة النيون Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
ذرة الصوديوم Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
أيون الصوديوم Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$

لذرة الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s، ولذا فهي تختلف عن ذرة غاز النيون النبيل بهذا الإلكترون الإضافي. وعندما تفقد ذرة الصوديوم هذا الإلكترون، تحصل على توزيع إلكتروني مستقر مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون. ويوضح **الشكل 3–1** كيف تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ لتتحول إلى كاتيون.

ومن الضروري معرفة أنه رغم حصول ذرة الصوديوم على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون إلا أنها لم تتحول إلى ذرة نيون، بل تحولت إلى أيون صوديوم أحادي الشحنة الموجبة، وأن عدد البروتونات (11) الذي يميز ذرة الصوديوم ما زال ثابتًا داخل النواة لم يتغير.

ماذا قرأت؟ ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لذرة مستقرة؟



الشكل 3–1 يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. تحتوي الذرة المتعادلة كهربائيًا على أعداد متساوية من البروتونات والإلكترونات، في حين يحتوي الأيون الموجب على عدد من البروتونات أكبر من عدد الإلكترونات.

حلّل هل يحتاج انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة إلى امتصاص الطاقة أم انبعاثها؟

ماذا قرأت؟ 8 إلكترونات، وتعرف بقاعدة الثمانية، وهي مرتبطة مع الحالة الأكثر استقرارًا للذرة.

إجابة سؤال الشكل 3–1 يحتاج إلى امتصاص طاقة.

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى وضح للطلاب أنه عندما تصبح الذرة مستقرة، فإنها لا تتحول إلى غاز نبيل. ثم ارسم دائرة على شفافية جهاز العرض الطولي، وضع في مركزها 11 كرة لتمثل البروتونات داخل نواة الصوديوم. واطلب إليهم أن يحدِّدوا شحنة النواة. 11+. ومثّل مستويات الطاقة في الذرة بدوائر حول دائرة النواة، بحيث تضع كرتين صغيرتين في الدائرة الأولى، ثم ثماني كرات صغيرة في الدائرة الثانية ثم كرة صغيرة واحدة في الدائرة الثالثة. وحدد شحنة السحابة الإلكترونية 11–. ثم أزل الكرة الصغيرة التي في الدائرة الخارجية والتي تمثل إلكترون التكافؤ، واطلب إلى الطلاب تحديد شحنة الأيون 1+، وذكّرهم أن عدد البروتونات - لا عدد الإلكترونات - هو الذي يحدد نوع الذرة. د م

أيونات الفلزات إن ذرات الفلزات نشيطة كيميائيًّا؛ لأنها تفقد إلكترونات تكافئها بسهولة. وفلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطًا في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، تُكوِّن فلزات البوتاسيوم والماغنسيوم الموجودة في المجموعتين 1 و 2 على الترتيب، الأيونات K^+ وMg^{2+}، كما تُكوِّن بعض ذرات عناصر المجموعة 13 أيونات موجبة أيضًا. ويلخص الجدول 1–3 الأيونات التي تكوّنها ذرات فلزات المجموعات 1و 2 و13.

المطويات
أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

الجدول 1-3 أيونات المجموعات 1و 2 و 13

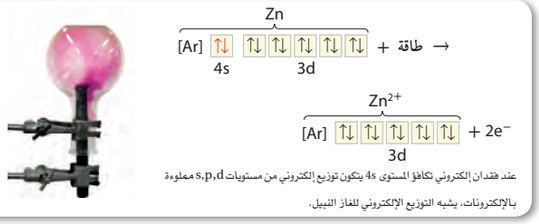
المجموعة	التوزيع	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	(1+) عند فقد إلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	(2+) عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	(3+) عند فقد إلكترونات s^2p^1

أيونات الفلزات الانتقالية

تذكّر أن مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 . وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تقوم ذرة كل عنصر بإضافة إلكترون إلى المستوى الثانوي d. وعادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ، لتكوّن أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+. وقد تفقد أيضًا إلكترونات من المستوى d. لذا تكوّن الفلزات الانتقالية أيونات موجبة ثلاثية الشحنة 3+ أو أكثر حسب عدد إلكترونات المستوى d، ولكن من الصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي يمكن فقدانها. فعلى سبيل المثال، يُكوّن الحديد أيونات Fe^{2+} وأيونات Fe^{3+} . ولكن يمكننا القول إن من المؤكد أنّ هذه الفلزات تكوّن أيونات موجبة ثنائية أو ثلاثية الشحنة.

على الرغم من أن توزيع الإلكترونات الثماني هو التوزيع الإلكتروني للذرة المستقرة، إلاّ أنه يوجد توزيعات أخرى للإلكترونات تزودها ببعض الاستقرار.

فعلى سبيل المثال، تفقد ذرات عناصر المجموعات 11–14 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيًّا ذا مستويات ثانوية (هي s ،p ،d) مملوءة بالإلكترونات. ويبين **الشكل 2–3** التوزيع الإلكتروني لذرة الخارصين: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$. وعندما تكوّن ذرة الخارصين الأيون الثنائي الموجب تفقد إلكترونين من المستوى 4s وينتج التوزيع الإلكتروني المستقر: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$. ويُشار إلى هذا التوزيع الإلكتروني المستقر نسبيًّا بالتوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل.



عند فقدان إلكتروني تكافؤ المستوى 4s ينتج توزيع إلكتروني من مستويات s,p,d مملوءة بالإلكترونات، يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

الشكل 2–3 عندما يتفاعل الخارصين مع اليود فإن حرارة التفاعل تجعل اليود الصلب يتسامى إلى بخار بنفسجي اللون. ويتكون أسفل الأنبوب ZnI_2 الذي يحتوي على أيون Zn^{2+} الذي توزيعه الإلكتروني شبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

تطوير المفهوم

العناصر الانتقالية لا تشمل قاعدة الثمانية التوزيع الإلكتروني لبعض الفلزات الانتقالية، ولا تشكل الفلزات الانتقالية عمومًا أيونات ذات توزيع إلكتروني يشبه التركيب الإلكتروني للغازات النبيلة. وعند تشكيل الأيونات تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونات المستوى s أولًا، ولكنها تفقد أيضًا إلكترونات من المستوى d. اكتب التوزيع الإلكتروني لعنصر الحديد. $[Ar]\ 3d^6 4s^2$. يكوِّن الحديد نوعين من الأيونات Fe^{2+} وFe^{3+} ، وعند تكوين أيونات Fe^{2+} يفقد الحديد إلكتروني المستوى 4s، ويصبح التوزيع الإلكتروني له $[Ar]3d^6$. وهذا التوزيع ذو استقرار جزئي، لذا يفقد الحديد إلكترونًا من إلكترونات المستوى 3d بسهولة ويتكوّن أيون Fe^{3+} ذي التوزيع الإلكتروني $[Ar]3d^5$.

إن استقرار المستوى d نصف الممتلئ لا يصل إلى الاستقرار كما في حالة الثمانية، ولكنه أكثر استقرارًا من التوزيع الإلكتروني الأصلي للحديد أو الأيون Fe^{2+}. ض م

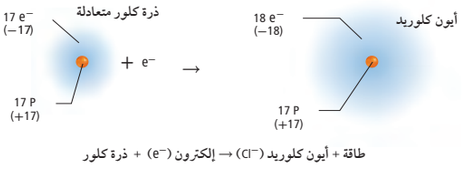
التقويم

مهارة اطلب إلى الطلاب كتابة التوزيع الإلكتروني للأيونات الآتية، وحدِّد أيّها له التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، وأيّها له توزيع إلكتروني أقل استقرارًا من توزيع الغاز النبيل؟
Ti^{4+}, Se^{2-}, Ge^{3+}, Sc^{3+}.

لجميع الأيونات توزيعات إلكترونية أقل استقرارًا من توزيع الغاز النبيل ما عدا Ge^{3+} فله توزيع الغاز النبيل. ض م

إجابة سؤال النص نيتريد.

إجابة سؤال الشكل 3–3 يحتاج تكوين الأيون الموجب إلى طاقة، بينما يصاحب عملية تكوين الأيون السالب انبعاث الطاقة.



الشكل 3–3 في أثناء تكوّن أيون الكلوريد السالب تكتسب ذرة الكلور المتعادلة إلكترونًا، وينتج عن هذه العملية انبعاث 349 kJ mol من الطاقة.

قارن كيف تختلف الطاقة المصاحبة لتكوين أيون موجب، عن الطاقة المصاحبة لتكوين أيون سالب؟

تكوين الأيون السالب Negative Ion Formation

تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر، كما في **الشكل 3–3**. وللحصول على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل تكتسب ذرة الكلور إلكترونًا لتكوّن أيونًا شحنته 1–، ويصبح التوزيع الإلكتروني لأيون الكلوريد بعد اكتساب الإلكترون مثل التوزيع الإلكتروني للأرجون:

ذرة Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

ذرة Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

أيون Cl^- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

ويسمى الأيون السالب **بالأنيون**. ولتسمية الأيونات السالبة يضاف المقطع (يد) إلى نهاية اسم العنصر، فتصبح ذرة الكلور أيون كلوريد. فما اسم أيون النيتروجين؟

أيونات اللافلزات تكتسب بعض اللافلزات عددًا من الإلكترونات، وعندما تُضاف إلى إلكترونات تكافئها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرار. فعلى سبيل المثال، لذرة الفوسفور خمسة إلكترونات تكافؤ، وحتى تحصل على التوزيع الإلكتروني الثماني المستقر تكتسب ثلاثة إلكترونات، وتكوّن أيون الفوسفيد الذي شحنته 3–. وبالمثل ذرة الأكسجين التي لها ستة إلكترونات تكافؤ تكتسب إلكترونين وتكوّن أيون الأكسيد الذي شحنته 2–.

وقد تفقد أو تكتسب بعض ذرات عناصر اللافلزات أعدادًا من الإلكترونات للوصول إلى حالة التركيب الثماني المستقر. فمثلًا، بالإضافة إلى مقدرة ذرة الفوسفور على اكتساب ثلاثة إلكترونات فإنها تستطيع أن تخسر خمسة إلكترونات، وفي الغالب تكتسب ذرات عناصر المجموعة 15 ثلاثة إلكترونات، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 16 إلكترونين، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 17 إلكترونًا واحدًا للوصول إلى حالة الثمانية ويبين **الجدول 2–3** أيونات المجموعات 15 و16 و17.

الجدول 2-3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	التوزيع الإلكتروني	شحنة الأيون المتكون
15	[غاز نبيل] ns^2np^3	(3–) عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	[غاز نبيل] ns^2np^4	(2–) عند اكتساب إلكترونين
17	[غاز نبيل] ns^2np^5	(1–) عند اكتساب إلكترون واحد

مشروع الكيمياء

ترقيم المجموعات اطلب إلى الطلاب أن يرسموا جدولاً دوريًا بسيطًا وأن يضعوا أرقام المجموعات عناوين لأعمدته. واطلب إليهم رسم تركيب لويس لكل عنصر في الدورة 2 في المكان المخصص له في الجدول، ودراسة كل تركيب وتحديد عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر، وعلاقته بنظام ترقيم المجموعات 8 - 1. ض م

دفتر الكيمياء

ملخص تكوين الأيونات اطلب إلى الطلاب عمل جدول في دفتر الكيمياء وأن يضعوا عناوين لأعمدته كالتالي: رمز العنصر، التوزيع الإلكتروني، التمثيل النقطي، الأيون وشحنته، عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة، اسم الأيون، مستعملين العناصر الآتية عناوين في الصفوف: السيزيوم، الباريوم، الأرسين، اليود، الزنك، الفوسفور. وعليهم إكمال هذا الجدول. ض م

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب أن يحددوا الأيونات المتكونة من الإسترانشيوم، الألومنيوم، الكبريت. Sr^{2+}، Al^{3+}، S^{2-} ض م

إعادة التدريس

اكتب رمز عنصر الفلور على السبورة وعدده الذري، واطلب إلى الطلاب كتابة توزيعه الإلكتروني، $1s^2 2s^2 sp^5$ ، وعدد إلكترونات تكافئه 7. ثم اطلب إليهم تحديد الأيون الذي يكوّنه الفلور في أثناء التفاعل، F^-. واسم هذا الأيون فلورايد ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب كتابة صيغ الأيونات المتكوّنة من العناصر المختلفة على جدول دوري معد لذلك. ض م

التقويم

المعرفة اطلب إلى كل طالب كتابة أسماء خمسة عناصر ورموزها، في ورقة، بحيث تكون أعدادها الذرية 54 أو أقل، واطلب إلى طلاب آخرين كتابة التوزيع الإلكتروني لكل عنصر، وارسم التمثيل النقطي لإلكتروناتها، ثم حدّد نوع الأيون الذي يكوّنه كل عنصر (موجبًا أو سالبًا). ض م

التقويم 3-1

الخلاصة

- تكوّن بعضُ الذرات الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويعني التوزيع الإلكتروني المستقر أن يكون مستوى الطاقة الخارجي مملوءًا بالإلكترونات. وفي العادة يتضمن ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات من خلال فقدان إلكترونات التكافؤ أو اكتسابها.
- يبقى عدد البروتونات في النواة ثابتًا عند تكوين الأيون.

1. **الفكرة الرئيسة** **قارن** بين استقرار ذرة الليثيوم وأيون الليثيوم Li^+.
2. **صف** سببين لوجود قوة تجاذب في الرابطة الكيميائية.
3. **طبق** لماذا تكون عناصر المجموعة 18 غير قادرة على التفاعل نسبيًا، في حين تُعد عناصر المجموعة 17 شديدة التفاعل؟
4. **لخص** تكوين الرابطة الأيونية من خلال وضع المصطلحات التالية في صورة أزواج صحيحة: الكاتيون، الأنيون، اكتساب الإلكترونات، فقد الإلكترونات.
5. **طبق** اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية، ثم توقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتصل كل ذرة إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

   a– النيتروجين **b**– الكبريت **c**– الباريوم **d**– الليثيوم
6. **نموذج** ارسم نموذجين يمثّلان تكوين أيون الكالسيوم الموجب وأيون البروميد السالب.

التقويم 3-1

1. أيون Li^+ هو الأكثر استقرارًا؛ لأن مستوى الطاقة الخارجي مكتمل بإلكترونين.
2. قوة التجاذب بين النواة الموجبة في إحدى الذرات والإلكترونات السالبة للذرة الأخرى، وقوة التجاذب بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة.
3. تُعرف عناصر المجموعة 18 بالغازات النبيلة، ولها مستويات طاقة خارجية مملوءة بالإلكترونات ولا تشكّل أيونات بسهولة. أما عناصر المجموعة 17 فهي شديدة التفاعل؛ لأن ذرة كل عنصر فيها تحتاج إلى اكتساب إلكترون واحد لتصل إلى حالة الثمانية.
4. الأنيون: اكتساب إلكترونات، الكاتيون: فقد إلكترونات.
5. a. $[He]\ 2s^2\ 2p^3$ اكتساب 3 إلكترونات (أيون شحنته −3) أو فقدان 5 إلكترونات (أيون شحنته +5).

   b. $[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$ اكتساب إلكترونين (أيون شحنته −2).

   c. $[Xe]\ 6s^2$ فقدان إلكترونين (أيون شحنته +2).

   d. $[He]\ 2s^1$ فقدان إلكترون واحد (أيون شحنته +1).
6. يجب أن يوضح النموذجان أن ذرة الكالسيوم تفقد إلكترونين ليتكوّن Ca^{2+}، بينما يكتسب البروم إلكترونًا واحدًا، ليتكوّن Br^-.

3-2

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (8) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

شحنات الأيونات أحضر بالونًا إلى الصف، وادلكه بشعرك، ثم ألصقه بالحائط. واسأل الطلاب: لماذا يلتصق البالون بالحائط؟ للحائط شحنة معاكسة لشحنة البالون، والشحنات المختلفة تتجاذب. ثم ارسم التوزيع الإلكتروني للكالسيوم على السبورة. واسأل الطلاب أن يفسّروا كيف يُكوِّن الكالسيوم أيون شحنته 2+؟ تفقد ذرة الكالسيوم الإلكترونين من مستوى الطاقة الخارجي. واسأل أيضًا: ماذا يحدث لأيون الكالسيوم الموجب؟ سيقوم بجذب جسيم ذي شحنة سالبة. ض م

2. التدريس

تطوير المفهوم

المركبات الأيونية في الدهانات اطلب إلى الطلاب تفحص ملصق المكونات على علبة دهان. واطلب إليهم العمل في مجموعات لتحديد المركبات الأيونية في الدهان. ستتنوع الإجابات، المركبات الأيونية التي تتوافر عادة هي ثاني أكسيد التيتانيوم، وكربونات الكالسيوم، وسليكات الكالسيوم وسليكات الألومنيوم. ض م تعلم تعاوني

مشروع الكيمياء

تكوين الرابطة الأيونية اطلب إلى الطلاب كتابة قصة أو تصميم نموذج يوضح تكوين الرابطة الأيونية، واطلب إليهم قراءة القصص التي كتبوها، أو عرض النماذج التي أعدّوها أمام الطلاب في الصف. ض م

3–2

الأهداف

- **تعرّف** الرابطة الكيميائية.
- **تصف** تكوين الرابطة الأيونية وبناء المركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.
- **تربط** بين الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.
- **تُصنّف** تفاعلات تكوين الرابطة الأيونية من حيث الطاقة الحرارية إلى طارد أو ماص للحرارة.

مراجعة المفردات

المركب: اتحاد كيميائي بين عنصرين مختلفين أو أكثر.

المفردات الجديدة

الرابطة الأيونية
المركبات الأيونية
الشبكة البلورية
الإلكترونيت
طاقة الشبكة البلورية

الروابط والمركبات الأيونية

Ionic Bonds and Ionic Compounds

الفكرة الرئيسة **تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكوّن مركبات أيونية متعادلة كهربائيًا.**

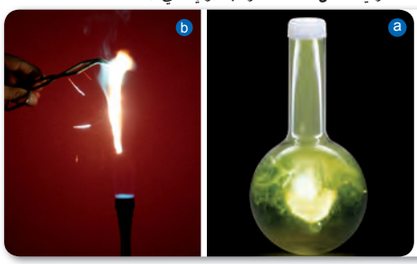
الربط مع الحياة هل حاولت يومًا فصل كيس التغليف البلاستيكي بعضه عن بعض؟ تعود صعوبة فصل هذه المواد إلى تجاذب بعضها إلى بعض بسبب وجود أسطح مختلفة الشحنة.

تكوين الروابط الأيونية Formation of Ionic Bonds

ما الشيء المشترك بين التفاعلين الظاهرين في **الشكل 4–3**؟ تتفاعل العناصر معًا في كلتا الحالتين لتكوين مركب كيميائي. ويبين **الشكل 4a–3** التفاعل بين عنصري الصوديوم والكلور، وينتقل في أثناء هذا التفاعل إلكترون تكافؤ من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور، فتصبح ذرة الصوديوم أيونًا موجبًا. وتستقبل ذرة الكلور هذا الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لتصبح ذرة الكلور أيونًا سالبًا. ويبين **الشكل 4b–3** التفاعل بين عنصري الماغنسيوم والأكسجين لتكوين أكسيد الماغنسيوم MgO.

وعندما تتجاذب الشحنات المختلفة بين أيوني الصوديوم والكلوريد يتكون مركب كلوريد الصوديوم. وتسمى القوة الكهروستاتيكية التي تجذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية **الرابطة الأيونية**. كما تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية **المركبات الأيونية**.

المركبات الأيونية الثنائية تحتوي الآلاف من المركبات على روابط أيونية تسمى المركبات الأيونية، وهي مركبات ثنائية، أيْ أنها تتكون من عنصرين مختلفين. وتحتوي هذه المركبات الأيونية الثنائية على أيون فلزي موجب وأيوني لافلزي سالب؛ فكلوريد الصوديوم مثلًا مركب أيوني ثنائي؛ لأنه يتكون من أيونين مختلفين هما أيونا الصوديوم والكلور، وأكسيد الماغنيسيوم MgO الناتج عن التفاعل الظاهر في **الشكل 4b–3**، مركب أيوني ثنائي أيضًا.



الشكل 4–3 يُنتج كل من هذين التفاعلين الكيميائيين طاقة كبيرة في أثناء تكوين المركبات الأيونية

a. ينتج عن التفاعل بين عنصر الصوديوم وغاز الكلور بلورات صلبة بيضاء اللون.

b. ينتج عن اشتعال شريط فلز الماغنسيوم في الهواء مركب أيوني يسمى أكسيد الماغنسيوم.

الشحنات وتكوين المركبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شحنة الأيون في تكوين المركبات الأيونية؟ للإجابة عن هذا السؤال تفحّص طريقة تكوين مركب فلوريد الكالسيوم. إن التوزيع الإلكتروني لذرة الكالسيوم هو $[Ar]\ 4s^2$ ، لذا فإنها تحتاج أن تفقد إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لذرة الأرجون. أما التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور فهو $[He]\ 2s^2\ 2p^5$، ويجب أن تكتسب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لذرة النيون. ولأن عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة يجب أن يكون متساويًا فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لتكسبا الإلكترونين اللذين فقدتهما ذرة الكالسيوم. وبذلك تكون الشحنة النهائية في مركب فلوريد الكالسيوم CaF_2 صفرًا.

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

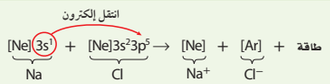
ويلخص **الجدول 3–3** طرائق عدة تمثل تكوين المركبات الأيونية، ومنها كلوريد الصوديوم.

الجدول 3-3 تكوين كلوريد الصوديوم

المعادلة الكيميائية

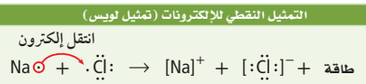
$$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- + \text{طاقة}$$

التوزيع الإلكتروني

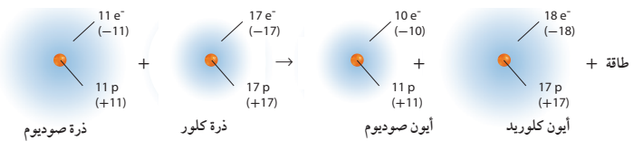


التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)



النماذج الذرية



عرض سريع

موصلية المركبات الأيونية بيّن للطلاب أن المركبات الأيونية الصلبة لا توصل التيار الكهربائي، أما محاليلها ومصاهيرها فتوصل التيار الكهربائي. ضع قليلًا من بلورات كلوريد الصوديوم في وعاء زجاجي، وثبِّت جهاز كاشف الموصلية، واطلب إلى الطلاب تسجيل ملاحظاتهم. إن المصباح لا يضيء؛ مما يشير إلى عدم مرور التيار الكهربائي في البلورات. ارفع جهاز فحص الموصلية عن البلورات وأذب كلوريد الصوديوم في ماء مقطر، ثم أعد وضع جهاز كاشف الموصلية وشاهد توهج المصباح، واسأل الطلاب: لماذا لا يوصل كلوريد الصوديوم الصلب التيار الكهربائي بينما يوصله محلوله؟ الأيونات في الحالة الصلبة مقيدة الحركة، بينما تكون حرة الحركة في المحلول. استخدم جهاز كاشف الموصلية لتبين أنّ كلوريد الليثيوم الصلب لا يوصل التيار الكهربائي، إلاّ أنّ مصهوره يوصل التيار الكهربائي. إذا كان جهاز التسخين في المختبر غير قادر على صهر مركب ما فناقش الطلاب من خلال معرفتك السابقة فيما يمكن أن يحدث. ض م

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى أعط كل طالب في الصف 7–1 كرات واشرح لهم أنّ عدد الكرات يمثل عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي للعنصر. ودع كل طالب يبحث عن طالب آخر بحيث يكوّن مجموع كراتهما (ثمانية) مستوىَ طاقة مملوء بالإلكترونات، ويكوّنا رابطة أيونية. ض م تعلم تعاوني

مسائل تدريبية

7. تفقد ثلاث ذرات من الصوديوم Na ثلاثة إلكترونات، واحدًا لكلٍّ منها، فتكوّن أيونات شحنتها 1+. وتكتسب ذرة نيتروجين واحدة $3e^-$، فتكوّن أيونًا شحنته 3−؛ لتتجاذب الأيونات معًا وتنتج Na_3N، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Na_3N صفر.

8. تفقد ذرتا Li إلكترونين، واحدًا لكلٍّ منهما، فتكوّن أيونات شحنتها 1+. وتكتسب ذرة أكسجين واحدة $2e^-$، فتكوّن أيونًا شحنته 2−. تتجاذب الأيونات لتنتج Li_2O، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة Li_2O صفر.

9. تفقد ذرة Sr $2e^-$، لتكوّن أيونًا شحنته 2+، وتكتسب ذرتا F إلكترونين، واحدًا لكل منهما، فتكوّن أيونات شحنتها 1−. تتجاذب الأيونات لتنتج SrF_2، حيث الشحنة الإجمالية للصيغة SrF_2 صفر.

10. تفقد ذرتا ألومنيوم ستة إلكترونات، ثلاثة لكلٍّ منهما، فتكوّن أيونات شحنتها 3+. وتكتسب ثلاث ذرات S ستة إلكترونات؛ اثنين لكلٍّ منها، فتكوّن أيونات شحنتها 2−. تتجاذب الأيونات لتنتج Al_2S_3. حيث الشحنة الإجمالية للصيغة صفر.

11. تفقد ثلاث ذرات في المجموعة 1 ثلاثة إلكترونات، إلكترونًا لكلٍّ منها، فتكوّن أيونات شحنتها 1+. وتكتسب كل ذرة من المجموعة 15، ثلاثة إلكترونات، فتكوِّن أيونًا شحنته 3−. تتجاذب الأيونات لتنتج X_3Y، حيث X تمثل ذرة عنصر من المجموعة 1، وتمثل Y ذرة عنصر من المجموعة 15.

يتطلب تكوين أكسيد الألومنيوم فقدان كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات، واكتساب كل ذرة أكسجين إلكترونين. وبناءً على ذلك نحتاج إلى ثلاث ذرات من الأكسجين لتكسب 6 إلكترونات تُفقد من ذرتي ألومنيوم لإنتاج مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 المتعادل كهربائيًا.

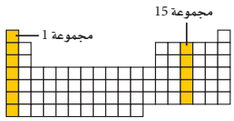
$$2\ Al\ ion\ (\frac{3+}{Al\ ion}) + 3\ O\ ions\ (\frac{2-}{O\ ion}) = 2(3+) + 3(2-) = 0$$

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

مسائل تدريبية

وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية؟



7. الصوديوم والنيتروجين.

8. الليثيوم والأكسجين.

9. الاسترانشيوم والفلور.

10. الألومنيوم والكبريت.

11. تحفيز: وضح كيف يتحد عنصران من عناصر المجموعتين المبينتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟

خواص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds

تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. فعلى سبيل المثال، تكون الروابط الأيونية بناءات فيزيائية فريدة للمركبات الأيونية لا تشبه المركبات الأخرى. ويساهم البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية في تحديد خصائصها الفيزيائية التي استخدمت في استعمالات متعددة كالتي يبينها الشكل 5–3.

الشكل 5–3 الروابط الأيونية والفلزية ساعدت عدة اكتشافات متتالية العلماء على فهم خواص المركبات الأيونية والفلزية، مما أدى إلى تصنيع أدوات ومواد جديدة.

مشروع الكيمياء

السبائك التي لها القدرة على استعادة شكلها (ذاكرة الشكل) زوِّد الطلاب بمعلومات إضافية عن هذا النوع من السبائك. وبعد قراءة هذه المعلومات من قبل الطلاب وزِّعهم في مجموعات صغيرة واطلب إليهم من خلال العصف الذهني ذكر أهم استخدامات هذه السبائك. ف م ض م

الخلفية النظرية

لينوس بولنج الشخص الوحيد الذي حصل على جائزتي نوبل، الأولى في الكيمياء عام 1954م والثانية للسلام عام 1962م، دون أن يشاركه فيهما أحد. ولم يقتصر بحثه العلمي على طبيعة الروابط الكيميائية فقط، بل اشتمل على اكتشافات مهمة في أمراض الجينات، والمناعة، ووظائف الدماغ، والعلاج بالغذاء. ولقد أصبح بولنج شخصًا معروفًا جدًّا في أمريكا، وشخصًا مرموقًا في مستوى الصحة والتوعية بفوائد فيتامين C، وناشطًا ضد تطوير الأسلحة النووية واختبارها واستعمالها بعد الحرب العالمية الثانية. وتوفي لينوس بولنج عام 1994.

إجابة سؤال الشكل 6–3 1:1.

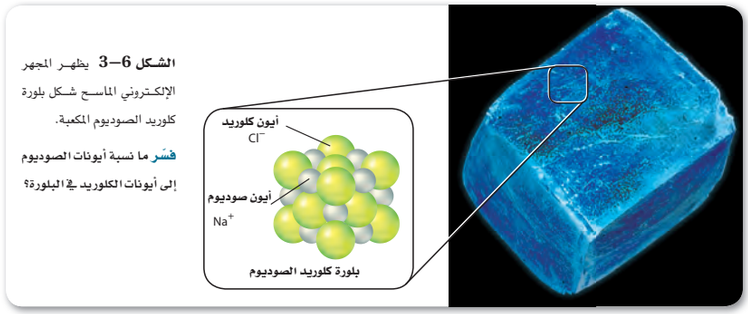
ماذا قرأت؟ تعتمد على شحنات الأيونات المكونة للمركب.

تطبيقات الكيمياء

مركبات أيونية شائعة

يصنع الكثير من المنتجات التي تستعمل في المنازل من المركبات الأيونية، ومن هذه المنتجات والمركبات الأيونية التي تستعمل في صناعتها:

- **السجاد:** كربونات الكالسيوم.
- **السيراميك/ الزجاج:** كربونات الكالسيوم، بورات الليثيوم، سليكات الماغنسيوم، كربونات الصوديوم.
- **الورق المصقول:** سليكات الألومنيوم، كربونات الكالسيوم، كبريتات الصوديوم، أكسيد الكالسيوم، كربونات الصوديوم، أكسيد التيتانيوم (IV).
- **معجون الأسنان:** كربونات الكالسيوم، كربونات الصوديوم، كربونات الصوديوم الهيدروجينية، فلوريد الصوديوم.



الشكل 6–3 يظهر المجهر الإلكتروني الماسح شكل بلورة كلوريد الصوديوم المكعبة.
فسّر ما نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة؟

البناء الفيزيائي يحتوي البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة، ويتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز الى ذرات اللافلز. وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها.

تفحص نمط ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم، كما تظهر في **الشكل 6–3**، ولاحظ التنظيم الدقيق لشكل البلورة الأيونية، حيث المسافات ثابتة بين الأيونات، والنمط المنظم الذي تترتب فيه. وعلى الرغم من أن أحجام الأيونات غير متساوية إلا أن كل أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد، وكذلك كل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم. فما الشكل الذي تتوقعه لبلورة كبيرة من هذا المركب؟ كما يبين **الشكل 6–3**، فإن نسبة 1:1 من أيونات الصوديوم والكلوريد تكوّن بلورة مرتبة مكعبة الشكل. وكما هو الحال مع أي مركب أيوني كما في NaCl لا تتكون وحدة بناء البلورة من أيون صوديوم وأيون كلوريد، بل من عدد كبير من أيونات الصوديوم والكلوريد التي توجد معًا. ترى، ما شكل بلورات ملح الطعام إذا فحصتها بعدسة مكبرة؟

ماذا قرأت؟ فسر ما الذي يحدّد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الكيميائي؟

طرائق تدريس متنوعة

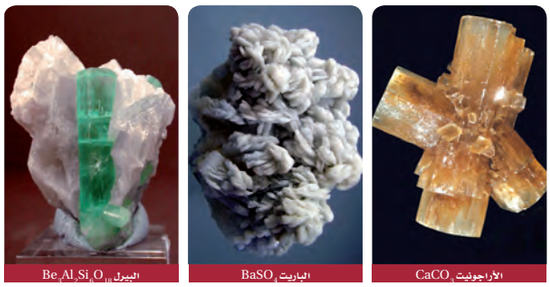
فوق المستوى اطلب إلى الطلاب اختيار أحد الاستخدامات المحتملة للسبائك التي لها القدرة على استعادة شكلها وعمل استراتيجية لتطوير هذا الاستخدام وتسويقه، على أن تشمل الاستراتيجية مخطط تصميم، وقائمة بالمستخدمين المحتملين، واقتراحات تسويقية.

ستتنوع الإجابات، ولكنها قد تشمل استخدامات طبية ودفاعية وصناعات الفضاء الخارجي كما قد تشمل المنتجات المتعلقة بالصحة والسلامة والراحة المنزلية. ف م

الرياضيات في الكيمياء

طاقة الشبكة البلورية والمسافة بين الأيونات تَنتج طاقة الشبكة البلورية عن التجاذب بين الأيونات ذات الشحنات المختلفة. وهناك علاقة بين طاقة الشبكة البلورية والمسافة بين الأيونات، والتي تساوي مجموع أنصاف أقطار الأيونات الموجبة والسالبة. اطلب إلى الطلاب تحديد المسافة بين أيونات LiI، وLiCl، وLiF، باستعمال أنصاف أقطار الأيونات الآتية: $Li^{+} = 76\ \mu m, F^{-} = 133\ \mu m, Cl^{-} = 181\ \mu m,$ $I^{-} = 220\ \mu m$. إذا كانت طاقة الشبكة البلورية لهذه المركّبات على التوالي هي: $LiF = -1032\ kJ/mol,$ $LiCl = -852\ kJ/mol, LiI = -761\ kJ/mol$، اطلب إليهم رسم منحنى بياني يمثل الأقطار الأيونية (على المحور السيني) وطاقة الشبكة البلورية كقيمة موجبة (على المحور الصادي). إلامَ يشير المنحنى البياني؟ يشير إلى علاقة عكسية، فكلما زادت المسافة بين الأيونات قلّت طاقة الشبكة البلورية. استعمل المنحنى البياني لتقدير قيمة طاقة الشبكة البلورية للمركب LiBr، إذا علمت أن نصف قطر Br^{-} يساوي 196 µm. طاقة الشبكة البلورية تساوي $-817\ kJ/mol$ **ف م**

ماذا قرأت؟ البيرل نوع من السليكات، أما الأراجونيت فمن الكربونات.



الشكل 7–3 تعد مركبات الأراجونيت $CaCO_3$ والباريت $BaSO_4$ والبيرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ أمثلة على خامات المركبات الأيونية. وتنتظم الأيونات التي تتكون منها هذه المركبات في شبكة بلورية. ويؤدي الاختلاف في حجم الأيونات وشحناتها إلى تكون بلورات مختلفة الأشكال.

تتكون الشبكة البلورية نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة. **الشبكة البلورية** ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد. يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة، كما يحاط الأيون السالب بالأيونات الموجبة. وتختلف البلورات الأيونية في شكلها بسبب حجم الأيونات وأعدادها المترابطة كما في **الشكل 7–3**.

الربط مع علم الأرض المعادن الموضحة في **الشكل 7–3** هي بعض الأنواع القليلة التي يدرسها علماء المعادن. ويستفيد العلماء من مخططات التصنيف لتنظيم الآلاف من المعادن المعروفة. وتُصنف هذه المعادن حسب اللون والشكل البلوري والصلابة، والخواص الكيميائية، والمغناطيسية والكهربائية، والعديد من الخواص الأخرى. كما يمكن تعرُّفها أيضًا من خلال أنواع الأيونات السالبة المتوافرة فيها. فعلى سبيل المثال، تكوِّن السليكات ثلث المعادن المعروفة، وهي تلك المعادن التي تحتوي على أيونات السليكات السالبة SiO_3^{2-} الناتجة عن اتحاد السليكون مع الأكسجين. وتحتوي الهاليدات على أيونات الفلوريد، والكلوريد، والبروميد، واليوديد. وتحتوي أنواع أخرى من المعادن على البورون والأكسجين على هيئة أيونات سالبة معروفة باسم البورات، وكذلك على الكربون والأكسجين على هيئة أيونات سالبة أيضًا تسمَّى الكربونات.

ماذا قرأت؟ حدد أي المعادن في **الشكل 7–3** سليكات، وأيها كربونات؟

الخواص الفيزيائية يعد كل من درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخواص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة جذب الجسيمات المكونة للمادة بعضها لبعض. وتعتمد المقدرة على التوصيل الكهربائي –وهي خاصية فيزيائية أخرى– على توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة. فالأيونات جسيمات مشحونة فإذا كانت حرة الحركة فإنها تجعل المركب الكيميائي يوصل الكهرباء. ولأن الأيونات مقيدة الحركة في حالة المادة الصلبة بسبب قوى الجذب الكبيرة، لذا لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء.

دفتر الكيمياء

المركب الأيوني باستعمال الخطوات الموضحة في الجدول 3–3، اطلب إلى الطلاب أن يوضحوا في دفاترهم كيفية تكوّن مركب أيوني بين الكالسيوم والفوسفور. **ض م**

الجدول 4-3 درجات انصهار وغليان بعض المركبات الأيونية

المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaI	660	1304
KBr	734	1435
NaBr	747	1390
$CaCl_2$	782	>1600
NaCl	801	1413
MgO	2852	6300

عندما ينصهر المركب الأيوني الصلب ويصبح سائلًا أو عند ذوبانه في المحلول، تصبح الأيونات التي كانت مقيدة في أماكنها قادرةً الآن على الحركة بحرية، ولها القدرة على توصيل التيار الكهربائي. لذا تكون المركبات الأيونية جيدة التوصيل الكهربائي عندما تكون في صورة محلول أو سائل. ويسمى المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي باسم **الإلكتروليت**.

ولأن الروابط الأيونية قوية نسبيًا، لذا تحتاج البلورات الأيونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها. ولهذا السبب تكون درجات انصهارها وغليانها مرتفعة، كما يبين **الجدول 4-3**. وتمتاز الكثير من البلورات- ومنها الأحجار الكريمة- بألوانها الزاهية؛ بسبب وجود فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية.

وتمتاز البلورات الأيونية أيضًا بالقوة والصلابة والهشاشة؛ بسبب قوة التجاذب التي تُثبِّت الأيونات في أماكنها. وعندما تؤثر قوة خارجية على الأيونات التي تشتمل عليها البلورة، وتكون هذه القوة قادرة على التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات فإن البلورة تتشقق أو تتفتت إلى أجزاء كما في **الشكل 8-3**؛ لأن القوة الخارجية تحرّك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض، مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء.

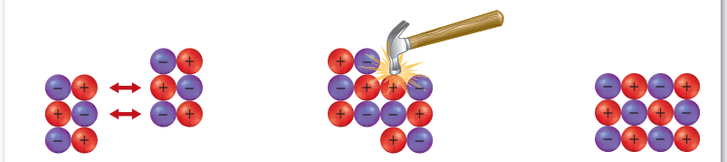
المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع لكلمة (التوصيل)

الاستعمال العلمي: القدرة على تمرير الضوء والحرارة والصوت والكهرباء.
لا يوصل الماء القطر الكهرباء جيدًا.

الاستعمال الشائع:
وصّل الشيء إليه أي أنهاه إليه وأبلغه إياه.

الشكل 8-3 تنجذب الأيونات بعضها نحو بعض بقوة جذب كبيرة، فتثبت في أماكنها، لذا يتطلب التغلب عليها قوة أكبر.



بلورة أيونية منتظمة
للبلورة نمط منتظم للأيونات قبل تأثير القوة الخارجية فيها.

تؤدي القوة الخارجية إلى إعادة ترتيب الجسيمات
إذا كانت القوة المؤثرة كبيرة بقدر كافٍ فإنها تحرك الأيونات من أماكنها.

تؤدي قوة التنافر إلى كسر البلورة
تؤدي قوة التنافر بين الأيونات ذات الشحنات المتشابهة إلى كسر البلورة.

التقويم

الأداء اطلب إلى الطلاب تصميم جدول أو منحنى بياني لبيان نمط التغير في طاقة الشبكة البلورية باستعمال النتائج التالية:

المركّب	طاقة الشبكة البلورية (kJ/mol)
LiF	−1032
LiCl	−852
LiBr	−815
LiI	−761
NaF	−926
NaCl	−786
NaBr	−752
NaI	−702
KF	−813
KCl	−717
KBr	−689
KI	−649

اطلب إلى الطلاب أن يتوقعوا شكل المنحنى البياني لطاقة الشبكة البلورية لكل من RbF، RbCl، RbBr، RbI، ثم اطلب إليهم عمل المنحنيات البيانية التي تختبر توقعاتهم. ض م

مختبر الكيمياء يمكنك تنفيذ مختبر الكيمياء الموجود في نهاية الفصل في هذه المرحلة من الدرس.

إجابة سؤال النص لأن شحتة أيونات الإسترانشيوم Sr^{2+} أكبر، تكون طاقة الشبكة البلورية في $SrCl_2$ أكبر مقارنة مع قيمتها في AgCl.

الخلفية النظرية

المواد البلورية الأيونية الصلبة من أشهر الأمثلة الشائعة على هذا النوع من المواد بلورات ملح الطعام، إذ إن الأيونات تحتل زوايا الشبكة البلورية، وتكون قوى التجاذب فيما بينها قوى تجاذب كهروستاتيكي.

تتحدد نوعية الشبكة البلورية الناتجة بحجم الأيونات وشحنتها النسبية، فكلما زادت هذه الشحنة كلما كانت الرابطة أقوى. ولأن قوى التجاذب الكهروستاتيكي عالية في هذه البلورات، تكون طاقة الشبكة البلورية ودرجة الإنصهار عالية، ولكنها تكون هشة لأنه عند طرق البلورات تنزلق الأيونات فوق بعضها بعضا مما يولد تنافرًا بين الأيونات المتشابهة فتنفصل وتتكسر البلورات. وبسبب ثبات الأيونات في مواقعها في الحالة الصلبة تكون هذه المواد غير موصلة للكهرباء، ولكنها تصبح موصلة للكهرباء، فيما لو تحررت الأيونات، ويتم ذلك عندما تتفكك إلى أيونات في المحاليل المائية أو عندما تنصهر بالحرارة.

الطاقة والروابط الأيونية Energy and Ionic Bonds

تُمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي، فإذا امتُصَّت الطاقة في أثناء التفاعل وُصف التفاعل بأنه ماص للطاقة، أما إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل فيوصف بأنه طارد للطاقة. تكوُّن المركبات الأيونية من الأيونات الموجبة والسالبة يوصف دائمًا بأنه طارد للطاقة. فعندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة يتقارب بعضها من بعض لتكون نظامًا أكثر استقرارًا، طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة. إذا امتُصَّ مقدار الطاقة نفسه الذي تم إطلاقه خلال تكوُّن الرابطة فإن ذلك يؤدي إلى تكسير الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والسالبة.

طاقة الشبكة البلورية تسمى الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1 mol من المركب الأيوني **طاقة الشبكة البلورية**. وتشير إلى قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها، حيث تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة قوة التجاذب.

تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة الأيون؛ إذ عادة ما تكون طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات كبيرة أكبر من طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات صغيرة الشحنة. لذا تكون طاقة MgO أكبر أربع مرات تقريبًا من طاقة NaF؛ لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF. كما أن طاقة الشبكة البلورية $SrCl_2$ تقع بين طاقة الشبكة البلورية MgO والشبكة البلورية NaF، لأن الشبكة البلورية $SrCl_2$ تحتوي على أيونات ذات شحنة موجبة عالية وأيونات ذات شحنة سالبة منخفضة معًا.

ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معًا. فالأيونات الصغيرة الحجم تكون مركبات أيوناتها متراصة؛ أي لا يوجد بينها فراغات. ولأن قوة التجاذب بين الشحنات المختلفة تزداد كلما قلت المسافة بينها فإن الأيونات الصغيرة تكوِّن قوى تجاذب كبيرة وطاقة شبكة بلورية كبيرة. فعلى سبيل المثال، طاقة الشبكة البلورية لمركب الليثيوم أكبر من طاقة الشبكة البلورية لمركب البوتاسيوم الذي يحتوي على الايون السالب في نفسه. ويعود السبب في ذلك؛ إلى أن حجم أيون الليثيوم أصغر من حجم أيون البوتاسيوم.

يُظهر **الجدول 5–3** طاقات الشبكات البلورية لبعض المركبات الأيونية. فعند تفحص طاقات الشبكات البلورية لكل من RbF و KF تجد أن طاقة الشبكة البلورية KF أكبر من طاقة الشبكة البلورية RbF؛ لأن نصف قطر K^+ أصغر من نصف قطر Rb^+. وهذا ما يؤكد أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة مع حجم الأيون. والآن، تفحص طاقة الشبكة البلورية لكل من $SrCl_2$ و AgCl. كيف توضح هذه القيم العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية ومقدار شحنة الأيون؟

مشروع الكيمياء

الأيونات في علم الأحياء تؤدي الكثير من الأيونات دورًا مهمًّا في الوظائف الحيوية. ومن هذه الأيونات الصوديوم، والبوتاسيوم، والماغنسيوم، والكلوريد، واليوديد، والفلوريد. لذا اطلب إلى الطلاب أن يبحثوا عن أهمية هذه الأيونات، ويقدموا عرضًا بنتائجهم. ض م

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب تحديد المركب الذي ينتج عن اتحاد الماغنسيوم Mg والكلور Cl، وتفسير طريقة تكوّنه. $MgCl_2$.
يفقد الماغنسيوم إلكتروني تكافؤ، في حين يكتسب الكلور إلكترون تكافؤ واحدًا فقط. إن نسبة Mg^{2+} إلى Cl^- هي 2:1.

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب تحديد صيغة المركب الأيوني المتكوّن من اتحاد الألومنيوم والأكسجين. Al_2O_3. ض م

التوسع

أخبر الطلاب أن عنصر الحديد يشكّل أيونات شحنتها 2+ وأيونات شحنتها 3+. واطلب إليهم كتابة المركبات الأيونية التي تتكون من اتحاد هذه الأيونات مع الأكسجين لإنتاج الأكاسيد. Fe_2O_3 و FeO ض م تعلم تعاوني

الجدول 5-3 طاقات الشبكات البلورية لبعض المركبات الأيونية

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

التقويم 3-2

الخلاصة

- الرابطة الكيميائية قوة تربط بين ذرتين.
- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية ناتجة عن التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.
- تترتب الأيونات في المركبات الأيونية في صورة وحدات منتظمة متكررة تُعرف بالشبكة البلورية.
- ترتبط خواص المركبات الأيونية بقوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية التي في صورة محاليل أو مصاهير توصل التيار الكهربائي.
- تعرف طاقة الشبكة البلورية بالطاقة اللازمة لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني.

12. الفكرة الرئيسة **وضح** كيف يمكن لمركب أيوني يتكون من جسيمات مشحونة أن يكون متعادلاً كهربائيًا؟

13. **صف** التغيرات في الطاقة المصاحبة لتكوين الرابطة الأيونية، وعلاقة ذلك باستقرار المركبات الأيونية؟

14. **حدِّد** ثلاث خواص فيزيائية للمركبات الأيونية تعتمد على الرابطة الأيونية، وبيِّن علاقتها بقوة الرابطة.

15. **فسّر** كيف تكون الأيونات الروابط؟ وصف بناء المركب الناتج.

16. **اربط** بين طاقة الشبكة البلورية وقوة الرابطة الأيونية.

17. **طبّق** باستعمال التوزيع الإلكتروني ورسم مربعات المستويات والتمثيل النقطي للإلكترونات طريقة تكوين المركب الأيوني من فلز الإسترانشيوم ولافلز الكلور.

18. **صمّم** خريطة مفاهيم لتوضيح العلاقة بين قوة الرابطة الأيونية والخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية، وطاقة الشبكة البلورية واستقرارها.

التقويم 3-2

12. لأن مجموع الشحنة الموجبة للأيونات الموجبة في المركب يساوي مجموع الشحنة السالبة للأيونات السالبة في المركب نفسه.

13. إن تكوّن الرابطة الأيونية طارد للطاقة، وكلما قلَّت طاقة الناتج زاد استقراره مقارنة بالمواد المتفاعلة.

14. الخواص، توجد على شكل بلورات؛ درجتا انصهارها وغليانها عاليتان؛ قاسية وصلبة وهشة وموصلة للكهرباء عند ذوبانها أو انصهارها ولكنها غير موصلة في الحالة الصلبة.

15. تنتقل الإلكترونات بين الذرات لتشكّل الأيونات. تربط القوى الكهروستاتيكية الأيونات معًا في المركبات الأيونية. ثم تترتب الأيونات بصورة منظمة ومتكررة في البلورة الأيونية.

16. كلما أصبحت طاقة الشبكة البلورية أكثر سالبية، زاد التجاذب بين الأيونات، لذا تزداد قوة الرابطة الأيونية.

17. يجب أن يتضمن الرسم ذرة Sr واحدة تفقد $2e^-$ وتشكّل أيون Sr^{2+}، وذرتي كلور تكتسب كل واحدة $1e^-$ وتشكّل أيونين Cl^-، حيث تتجاذب هذه الأيونات لينتج مركب $SrCl_2$.

18. ستتنوّع خرائط المفاهيم، ولكنها يجب أن توضح أن زيادة قوة الرابطة يؤدي إلى زيادة استقرار المركبات الأيونية، ومن ثم زيادة سالبية طاقة الشبكة البلورية، وتُعزى الخواص الفيزيائية مثل ارتفاع درجتي الانصهار والغليان والهشاشة والتوصيل الكهربائي إلى قوة الروابط الأيونية.

3-3

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (9) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

تسمية المركبات اكتب الاسم الكامل لأحد الطلاب على السبورة. واسأل الطلاب عن طريقة كتابة أسمائهم. الاسم الأول يتبعه اسم الأب ثم العائلة.

اكتب اسم كلوريد الصوديوم على السبورة. ثم اسأل الطلاب: أي العناصر يفقد الإلكترونات؟ الصوديوم. وأيهما يكسب الإلكترونات؟ الكلور. ثم اكتب مصطلح كربونات الكالسيوم على السبورة، واطلب إلى الطلاب توقع المادة التي تكسب الإلكترونات والمادة التي تفقدها. يكسب الكربونات الإلكترونات، وأما الكالسيوم فيفقدها. ض م

2. التدريس

تطوير المفهوم

موازنة الشحنات اعتمادًا على أعداد الأكسدة للأيونات أحادية الذرة والموجودة في الجدول 6–3 والجدول 7–3، أكمل العمل من خلال عدد من الأمثلة كما في المثال 1–3، متجنبًا استخدام الضرب التبادلي لأعداد الأكسدة للحصول على الأرقام السفليَّة، لأن هذه العملية سريعة وصحيحة إذا اختزلت الأرقام السفلية إلى أبسط نسبة، ولكنها لا تؤدي إلى فهم توازن الشحنات. ض م

عرض توضيحي

اختزال المنجنيز

الهدف ملاحظة الألوان الزاهية التي تكوّنها أيونات المنجنيز 7+، 6+، 4+، 2+.

المواد والأدوات

كأس زجاجية سعتها 150 ml عدد (3)، محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 1 M، محلول برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ تركيزه 0.01 M، محلول كبريتيت الصوديوم الهيدروجيني $NaHSO_3$ تركيزه 0.01 M

احتياطات السلامة

التخلص من الفضلات يجب التخلص من المواد الكيميائية الخطرة بالطرائق المتبعة حسب تعليمات السلامة.

خطوات العمل

رقّم الكؤوس الثلاثة من 1 إلى 3، ثم ضع في الكأس (1) 50 ml من محلول $KMnO_4$ واتركه جانبًا للمقارنة. اسكب في الكأس (2) ما مقداره 50 ml من محلول $KMnO_4$ وأضف إليه 30 ml من محلول $NaHSO_3$ ببطء مع التحريك ولاحظ التغير في اللون وسجِّل ذلك. ثم ضع الكأس (3) على ورقة بيضاء وضع فيها 50 ml من محلول $KMnO_4$، و40 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم، ثم أضف ببطء مع التحريك محلول $NaHSO_3$ إلى المحاليل في

3–3

الأهداف

- **تربط** وحدة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني بتركيبه الكيميائي.
- **تكتب** صيغ المركبات الأيونية والأيونات العديدة الذرات.
- **تطبق** طريقة التسمية على المركبات الأيونية والأيونات العديدة الذرات.

مراجعة المفردات

اللافلز: عنصر صلب وهش، ورديء التوصيل للكهرباء والحرارة.

المفردات الجديدة

وحدة الصيغة الكيميائية
الأيون الأحادي الذرة
عدد التأكسد
أيون عديد الذرات
أيون أكسجيني سالب

صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

Names and Formulas for Ionic compounds

الفكرة الرئيسة **عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولاً متبوعًا بالأيون الموجب. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولاً متبوعًا برمز الأيون السالب.**

الربط مع الحياة لكل إنسان اسم خاص به، بالإضافة إلى اسم عائلته. وكذلك تتشابه أسماء المركبات الأيونية في أنها تتكون من مقطعين أيضًا.

صيغ المركبات الأيونية Formulas for Ionic Compounds

طوّر العلماء بعض القواعد لتسمية المركبات؛ تسهيلاً للتفاهم فيما بينهم؛ حيث يسهل عليك عند استخدام هذه القواعد كتابةُ صيغة المركب الأيوني، ويمكنك كذلك تسمية المركب من خلال معرفة صيغته الكيميائية.

تذكّر أن المركب الأيوني يتكون من أيونات مرتبة بنمط متكرر. وتسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني **وحدة الصيغة الكيميائية** وهي تمثل أبسط نسبة للأيونات في المركب وهي وحدة واحدة فقط من الشبكة البلورية. فمثلاً، وحدة الصيغة الكيميائية لكلوريد الماغنسيوم هي $MgCl_2$؛ لأن نسبة أيونات Mg^{2+} : Cl^- هي 1:2، والشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية هي صفر؛ لأنها تمثل البلورة بكاملها، والتي تكون متعادلة كهربائيًّا.

الأيونات الأحادية الذرة تتكون المركبات الأيونية الثنائية من أيونات موجبة أحادية الذرة (من الفلز) وأيونات سالبة أحادية الذرة (من اللافلز). ويتكون **الأيون الأحادي الذرة** من ذرة عنصر واحدة مشحونة مثل Mg^{2+} أو Br^-، ويبين **الجدول 6–3** شحنة بعض الأيونات الشائعة الأحادية الذرة حسب موقعها في الجدول الدوري. ما صيغة كل من أيون البريليوم، وأيون اليوديد، وأيون النيتريد؟

لا يتضمن **الجدول 6–3** الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3 – 12 أو فلزات المجموعتين 13 و 14؛ بسبب تعدد الشحنات الأيونية لذرات هذه المجموعات. وتكوّن معظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13و14 أيونات موجبة مختلفة ومتعددة.

الجدول 6-3 أيونات أحادية الذرة

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

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

مهن في الكيمياء

علماء التغذية هل فكرت يومًا في علاقة العلم بالطعام الذي تتناوله؟ يهتم علماء التغذية بدراسة تأثير طرائق تحضير الطعام في مظهره ورائحته ومذاقه والفيتامينات والمعادن المتوافرة فيه. كما أنهم يقومون بتطوير صناعة الأطعمة والعصائر ويحسّنونها.

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون الأحادي الذرة **بعدد التأكسد**، أو حالة الأكسدة. وكما يبين **الجدول 7–3**، فإن لمعظم الفلزات الانتقالية، وفلزات المجموعتين 13 و 14 أكثر من عدد تأكسد محتمل. وتجدر الإشارة هنا إلى أن أعداد التأكسد الظاهرة في **الجدول 7–3** ليست الوحيدة المحتملة ولكنها الأكثر شيوعًا.

وعدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي أو تكتسبها. فمثلًا، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا لينتقل إلى ذرة الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم، مما ينتج عنه تكوّن Na^+ و Cl^-. لذا فإن عدد تأكسد الصوديوم في المركب +1، حيث انتقل إلكترون واحد منها. أما عدد تأكسد ذرة الكلور −1 لأن إلكترونًا واحدًا قد انتقل إليها.

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية عند كتابة الصيغة الكيميائية لأي مركب أيوني يكتب رمز الأيون الموجب أولًا، ثم يكتب رمز الأيون السالب، وتوضع أرقام صغيرة أسفل يمين الرمز للتعبير عن عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني. وإذا لم يكتب رقم صغير إلى جوار الرمز فإننا نعتبر أن عدد الأيونات هو 1. ويمكن استعمال أعداد التأكسد لكتابة صيغ المركبات الأيونية بناءً على ذلك. تذكّر أن المركبات الأيونية لا تحمل شحنة كهربائية. لذا عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة الكيميائية، يجب أن يكون الناتج صفرًا.

افترض أنك تريد معرفة صيغة المركب المكون من أيونات الصوديوم والفلور، ابدأ بكتابة رمز وشحنة كلا العنصرين Na^+، F^-، على أن تبين نسبة الأيونات في وحدة الصيغة أن عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز يساوي عدد الإلكترونات التي يكتسبها اللافلز. ويحدث هذا عندما يفقد أيون الصوديوم إلكترونًا واحدًا، وينتقل إلى أيون الفلور، فتصبح وحدة الصيغة الكيميائية NaF.

ماذا قرأت؟ حدِّد العلاقة بين شحنة الأيون وعدد تأكسده.

المفردات

الانتقال

التغير في موضع الشيء.

اضطر أحمد إلى الانتقال إلى مدرسة أخرى عند انتقال والديه إلى منطقة أخرى.

الكأس، ولاحظ التغيرات التي تطرأ في اللون (استمر في الإضافة إلى أن يتكون راسب).

تحذير: البس القفازين قبل العمل واحرص على تنفيذ التجربة في مكان جيد التهوية.

النتائج

توضح تفاعلات الاتزان التغير في ألوان المحاليل.

$$2MnO_4^- + H^+ + 5HSO_3^- \rightleftharpoons 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 3H_2O$$

أرجواني — عديم اللون

$$2MnO_4^- + OH^- + 3HSO_3^- \rightleftharpoons 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + H_2O$$

أرجواني — بني

التحليل

1. أين يوجد المنجنيز في الجدول الدوري؟ المجموعة 7، الدورة 4، وهو من العناصر الانتقالية.

المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

يعتقد الطلاب أن وحدات الصيغة تمثل العدد الفعلي لعدد الذرات.

استكشاف المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

اعرض عددًا من بلورات مختلفة لمركبات أيونية. حيث يكون كل أيون في هذه البلورات محاطًا بأيونات مخالفة له في الشحنة. وعلى الطلاب أن يعرفوا وحدة الصيغة على أنها النسبة بين هذه الأيونات.

عرض المفهوم

أحضر مجهرًا واسمح للطلاب بمشاهدة بلورات كلوريد الصوديوم NaCl المكعبة الشكل. ثم اطلب إليهم باستعمال أعواد تنظيف الأسنان وقطع صغيرة وكبيرة من حلوى الخطمي –لتمثيل Na^+ و Cl^- على الترتيب– صنع شبكة بلورية تمثل NaCl. ووضِّح أن كل أيون من Na^+ يكون محاطًا بستة أيونات من Cl^- ، وأن كل أيون من Cl^- يكون محاطًا بستة أيونات من Na^+، لذا تكون النسبة بينهما هي 1 : 1، ووحدة الصيغة هي NaCl.

تقويم المعرفة الجديدة

اطلب إلى الطلاب أن يحدِّدوا نسبة الأيون الموجب إلى الأيون السالب في كل من وحدات الصيغة الآتية:

Ag_2S, $MgCl_2$, Al_2O_3, SnF_4, FeO

ض م 2:1, 1:2, 2:3, 1:4, 1:1

سؤال النص Be^{2+} , I^- , N^{3-}.

ماذا قرأت؟ شحنة الأيون تساوي عدد تأكسده.

مثال 1–3

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكوَّن من البوتاسيوم والأكسجين.

1 تحليل المسألة

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

K^+ O^{2-}

ولأن الشحنات غير متساوية، لذا يجب وضع رقم صغير أسفل يمين كل رمز؛ لتوضيح نسب عدد الأيونات الموجبة إلى عدد الأيونات السالبة وذلك بطريقة التبادل.

K^+ O^{2-} ← K_2 O_1

2 حساب المطلوب

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا اتحد العنصران في المركب بنسبة 1:1 فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين، لذا فإننا بحاجة إلى أيونين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين، فتصبح الصيغة الكيميائية K_2O

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية للمركب تساوي صفرًا.

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

مثال 2–3

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكون من أيونات الألومنيوم وأيونات الكبريتيد.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألومنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بتحديد شحنة كل أيون في المركب. فالألومنيوم من المجموعة 13، يكوّن أيونًا موجبًا ثلاثي الشحنة 3+، والكبريت من المجموعة 16 ويكون أيونًا سالبًا ثنائي الشحنة 2–.

Al^{3+} S^{2-}

تفقد كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات، في حين تكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين. على أنه يجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة ويتم ذلك بطريقة التبادل.

Al^{3+} S^{2-} ← Al_2 S_3

2 حساب المطلوب

إن أصغر عدد يمكن قسمته على كل من 2 و 3 هو 6، لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات تم فقدها من ذرتي ألومنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة للمركب هي Al_2S_3، وهي توضح أن أيونين من الألومنيوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية لهذا المركب تساوي صفرًا.

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

مثال في الصف

سؤال يكون المركب الناتج عن اتحاد الماغنسيوم والفلور شفاف اللون لمدى واسع من الأطوال الموجية. لذا يمكن استخدامه في صناعة العدسات والنوافذ. حدّد الصيغة الكيميائية لهذا المركب الأيوني.

الإجابة

يوجد الماغنسيوم في المجموعة 2 ويكوّن أيون Mg^{2+}، ويوجد الفلور في المجموعة 17 ويكوّن أيون F^-. ولأن الشحنات غير متساوية، فلا بد من استخدام الأرقام السفلية لتوضيح نسبة الأيونات الموجبة إلى السالبة في المركب حيث تفقد ذرة ماغنسيوم واحدة إلكترونين، وتكتسب كل ذرة فلور إلكترونًا واحدًا. وحتى يكون عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة تتحد ذرة ماغنسيوم واحدة مع ذرتي فلور، فينتج عن ذلك MgF_2.

مثال في الصف

سؤال الستبنايت معدن يتكون من الكبريت والأنتيمون الذي عدد تأكسده 3+. حدّد الصيغة الكيميائية الصحيحة لهذا المعدن.

الإجابة

يوضح عدد الأكسدة 3+ أن الأنتيمون قد فقد 3 إلكترونات ليشكّل Sb^{3+} . ولأن الكبريت عنصر في المجموعة 16 فإنه يكتسب إلكترونين ليشكّل S^{2-}، ولأن الشحنات غير متساوية فلابد من استخدام الأرقام السفلية لتوضح نسبة الأيونات الموجبة إلى السالبة في المركب.

تفقد ذرة أنتيمون واحدة ثلاثة إلكترونات، وتكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين. ولأن أصغر رقم يقبل القسمة على 2 و3 هو رقم 6، لذا فإن إجمالي الإلكترونات التي يجب أن تنتقل هي 6، والصيغة الكيميائية الصحيحة هي Sb_2S_3.

التعلم البصري **الجدول 8–3** ذكّر الطلاب بأن كل أيون في الجدول يحتوي على ذرتين على الأقل، ولكنه يتفاعل بوصفه أيونًا أحادي الذرة. ثم اطلب إليهم كتابة أمثلة على مركبات أيونية تحتوي على أيونات عديدة الذرات. ض م

التقويم

المعرفة اطلب إلى الطلاب تفسير أي الإلكترونات يُفقد عندما يتغير عدد تأكسد الفناديوم من صفر إلى +5. إلكترونات 4s و3d. ض م

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اطلب إلى الطلاب المتفوقين البحث في دورة بورن- هابر لتغيرات الطاقة عند إنتاج كلوريد الصوديوم، وتصميم دورة بورن – هابر لإنتاج فلوريد البوتاسيوم. ض م

مسائل تدريبية

19. KI

20. $AlBr_3$

21. $MgCl_2$

22. Cs_3N

23. الصيغة العامة للمركب هي XY_2، حيث تمثل **X** عنصر المجموعة **2**، وتمثل **Y** عنصر المجموعة **17**.

إجابة سؤال الشكل 9–3

شحنة أيون الأمونيوم: **1+**، وشحنة أيون الفوسفات: **3–**.

عرض سريع

الأيونات العديدة الذرات يوضِّح هذا العرض أن الأيونات العديدة الذرات تتفاعل بوصفها وحدة واحدة. ضع جهاز الموصلية الكهربائية في كأس سعتها 50 ml تحوي 20 ml من الماء المقطّر، ثم أضف قطرة من محلول NaCl بتركيز 0.1M وسجِّل قراءة جهاز الموصلية الكهربائية. استمر في إضافة محلول NaCl قطرة قطرة حتى تصل إلى 10 قطرات، وسجل قيمة الموصلية الكهربائية بعد إضافة كل قطرة، ثم اطلب إلى الطلاب تمثيل النتائج بيانيًّا، وذكّرهم أن NaCl يتكون من أيونين. كرر الخطوات السابقة باستعمال $NaNO_3$. ثم اطلب إليهم تمثيل النتائج بيانيًّا، والمقارنة بين الرسمين. كرر الخطوات مستعملًا $MgCl_2$، ثم $Mg(NO_3)_2$. وإذا كان هناك متسع من الوقت فقم بتكرار النشاط مستعملًا $AlCl_3$ ثم $Al(NO_3)_3$، وارسم جميع المنحنيات البيانية لمركبات الكلوريد بعضها فوق بعض، واطلب إلى الطلاب إيجاد علاقة بين ميل المنحنيات وعدد الأيونات المتوافرة. يزداد ميل المنحنى بزيادة عدد الأيونات. ثم ارسم منحنيات النترات بعضها فوق بعض لتأكيد أن أيونات النترات تتفاعل كوحدة واحدة. ض م

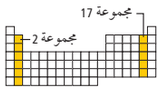
مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية:

19. اليوديد والبوتاسيوم **20.** البروميد والألومنيوم

21. الكلوريد والماغنسيوم **22.** النيتريد والسيزيوم

23. تحفيز اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عنصري المجموعتين المبينتين في الجدول المقابل استخدم الرمز X ليمثل عنصرًا في المجموعة 2، والرمز Y ليمثل عنصرًا في المجموعة 17.

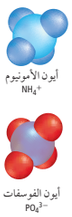


صيغ المركبات الأيونية العديدة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على **أيونات عديدة الذرات**، أيْ الأيونات المكونة من أكثر من ذرة واحدة. يبين الجدول 8–3 والشكل 9–3 قائمة بالصيغ والشحنات الكهربائية للأيونات الشائعة العديدة الذرات. ويسلك الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة في المركبات، وتشمل شحنته الكهربائية الذرات كلها معًا. لذا تتبع صيغة الأيونات المكونة من مجموعة من الذرات قواعد كتابة صيغ المركبات الثنائية نفسها.

ونظرًا إلى وجود الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة، فلا يجوز تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز الذرات في الأيون. وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم نشير إلى العدد المطلوب بوضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج. ومن ذلك المركب المكون من أيون الأمونيوم NH_4^+ وأيون الأكسجين O^{2-}. يحتاج المركب لمعادلة الشحنات إلى أيونين من الأمونيوم لكل أيون من الأكسجين، أيْ أن الصيغة الصحيحة هي $(NH_4)_2O$.

الجدول 8–3 الأيونات العديدة الذرات

الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات	CH_3COO^-
النترات	NO_3^-	الفوسفات الثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}



الشكل 9–3 أيونات الأمونيوم والفوسفات أيونات متعددة الذرات، بمعنى أنها تتكون من أكثر من ذرة. وتتفاعل الأيونات المتعددة الذرات معًا بوصفها وحدة واحدة ذات شحنة محددة. **حدد ما شحنة أيون الأمونيوم وأيون الفوسفات على الترتيب؟**

التنوع الثقافي

الفخّار تعد صناعة الفخّار من أقدم الفنون، إذ تعود أقدم قطعة فخار معروفة إلى 400 سنة قبل الميلاد في اليابان. وقد قام الصينيون ومواطنو الشرق الأوسط والسكان الأصليون في أمريكا بإنتاج أنواع مختلفة من الفخار. إن التركيب الكيميائي للفخار هو الصلصال $Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O$، حيث يصبح الصلصال قاسيًا بعد تشكيله ووضعه في أفران، وتحدّد شدة الحرارة درجة القساوة. وعادة ما يتم صقل الصلصال بطبقة من الزجاج المصهور لإكسابه ألوانًا زاهية وخاصية مقاومة الماء. والتركيب الكيميائي للمادة التي تستخدم في الصقل هو التركيب الكيميائي للصلصال نفسه، بالإضافة إلى خليط من أكاسيد الفلزات. وينتج عن إضافة أكاسيد الفلزات إلى مادة الصقل الكثير من الخواص ومنها الصلابة واللون وملمس السطح وحجم البلورة والاستقرار الكيميائي. فعند إضافة Fe_2O_3 مثلًا ينتج لون أحمر، في حين يعطي CuO لونًا أخضر. وتؤدي إضافة Al_2O_3 إلى زيادة صلابة الفخار وطول بقائه.

مثال في الصف

سؤال أطلق اسم ماسكجنايت على أحد المعادن الشفافة أو العديمة اللون؛ والذي وجد على قمة جبل فيزوفيوس البركاني الذي يقع بالقرب من مدينة نابولي الإيطالية. وهو اسم المركب الكيميائي الذي يتكون من اتحاد أيون الأمونيوم مع أيون الكبريتات. حدد الصيغة الكيميائية الصحيحة لهذا المركب الأيوني.

الإجابة

يفقد أيون الأمونيوم NH_4^+ إلكترونًا واحدًا. وتكتسب أيونات الكبريتات إلكترونين. لذا يجب أن يفقد أيونا الأمونيوم إلكترونين يكتسبهما أيون واحد من الكبريتات. فتكون الصيغة الكيميائية هي $(NH_4)_2SO_4$.

مسائل تدريبية

24. $NaNO_3$

25. $Ca(ClO_3)_2$

26. $Al_2(CO_3)_3$

27. ستتنوع الإجابات، مثال: $MgCO_3$

التقويم

المهارة أحضر ثمانية بطاقات واكتب على كل منها اسم مركب ما. وأحضر ثمانية بطاقات أخرى واكتب على كل منها صيغة مركب من المركبات. اقلب البطاقات الست عشرة على الطاولة بحيث يكون وجه كل منها إلى أسفل. اطلب إلى أحد الطلاب سحب بطاقتين من البطاقات فإذا كانت البطاقتان إحداهما لاسم المركب والأخرى لصيغته يحتفظ بهما، وإلاّ فإنه يعيدهما إلى وضعهما السابق، ويعطي الدور لطالب آخر، وهكذا، اطلب إلى الطلاب قراءة أسماء المركبات وصيغها.

ض م

مثال 3–3

صيغة مركب أيوني متعدد الذرات يستعمل المركب المكون من أيونات الكالسيوم والفوسفات سابقًا. اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب.

1 تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًّا وصيغة هذا المركب مجهولة. لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون مرفقًا بشحنته الكهربائية. ولأن الكالسيوم من المجموعة الثانية، لذا يكوِّن أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة 2+، في حين أن أيون الفوسفات عديد الذرات، فيتفاعل بوصفه وحدة واحدة، وتكون شحنته الكهربائية 3–.

Ca^{2+} PO_4^{3-}

Ca_3 $(PO_4)_2$

2 حساب المطلوب

القاسم المشترك هو العدد الذي يقبل القسمة على مقدار شحنات الأيونات 2 و 3 وهو 6، لذا يتم نقل 6 إلكترونات. فيكون عدد الشحنات السالبة على أيونين من أيونات الفوسفات مساويًا لعدد الشحنات الموجبة على ثلاثة من أيونات الكالسيوم. ولكتابة الصيغة نضع أيون الفوسفات بين قوسين، ونضيف الرقم السفلي الصغير 2 إلى يمين القوسين، فتصبح الصيغة الصحيحة للمركب هي: $Ca_3(PO_4)_2$.

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية في وحدة الصيغة لفوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

$$3\ \cancel{Ca\ ion}\left(\frac{2+}{\cancel{Ca\ ion}}\right) + 2\ \cancel{PO_4\ ions}\left(\frac{3-}{\cancel{PO_4\ ion}}\right) = 3\,(+2) + 2(-3) = 0$$

مسائل تدريبية

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:

24. الصوديوم والنترات **25.** الكالسيوم والكلورات **26.** الألومنيوم والكربونات

27. تحفيز اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكوَّن من الكربون والأكسجين فقط.

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية Names for Ions and Ionic Compounds

يستخدم العلماء طرائق منظمةً عند تسمية المركبات الأيونية، وبسبب احتواء المركبات الأيونية على أيونات موجبة وأخرى سالبة، يأخذ النظام تسمية هذه الأيونات بعين الاعتبار.

تسمية الأيون الأكسجيني السالب **الأيون الأكسجيني السالب** أيون عديد الذرات، يتكون غالبًا من عنصر لا فلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين، وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في **الجدول 9–3**.

الجدول 9-3 تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين

- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.
- عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.

SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_2^-	NO_3^-
كبريتيت	كبريتات	نيتريت	نترات

دفتر الكيمياء

التركيب الكيميائي لماء المحيط يحتوي ماء المحيط على أيونات البوتاسيوم، والماغنسيوم، والصوديوم، وكربونات الهيدروجين، والكبريتات، والكلوريد والبروميد.

اطلب إلى الطلاب كتابة أسماء وصيغ المركبات الأيونية التي يمكن أن تتكون من اتحاد هذه الأيونات معًا. ض م

يبين **الجدول 10–3** كيف يكوّن الكلور أربعة أيونات أكسجينية سالبة يمكن تسميتها حسب عدد ذرات الأكسجين في كل منها. ويمكن تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة التي تكونها الهالوجينات الأخرى بالطريقة نفسها المستخدمة في تسمية أيونات الكلور. فعلى سبيل المثال، يكوّن البروم أيون البرومات BrO_3^- ، ويكوّن اليود أيون البيرأيودات IO_4^- وأيون أيودات IO_3^- .

تسمية المركبات الأيونية تُسمى المركبات بطريقة منهجية، ولأنه أصبح الآن لديك معرفة بالصيغ الكيميائية، لذا يمكنك استعمال القواعد الخمس الآتية لتسمية المركبات الأيونية:

1. نذكر اسم الأيون السالب أولاً متبوعًا باسم الأيون الموجب. ولكن عند كتابة الصيغة الكيميائية يُكتب رمز الأيون الموجب أولاً، ثم يليه الأيون السالب.
2. استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية أيونه الموجب الأحادي الذرة.
3. في حالة الأيونات السالبة الأحادية الذرة يشتق الاسم من اسم العنصر مضافًا إليه مقطع (يد).
4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد يجب أن تشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الأيون الموجب. ويكتب عدد التأكسد بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب.

ملاحظة: تنطبق هذه القاعدة على الفلزات الانتقالية والفلزات في الجهة اليمنى من الجدول الدوري، انظر **الجدول 7–3**. ولا تنطبق هذه القاعدة على أيونات المجموعتين 1 و 2 الموجبة لأن لها عدد تأكسد واحدًا.

أمثلة:

يكوّن أيون Fe^{2+} وأيون O^{2-} المركب FeO، والمعروف باسم أكسيد الحديد II.

ويكوّن أيون Fe^{3+} وأيون O^{2-} المركب Fe_2O_3، والمعروف باسم أكسيد الحديد III.

5. عندما يحتوي المركب على أيون عديد الذرات نقوم بتسمية الأيون السالب أولاً، ثم تسمية الأيون الموجب.

أمثلة:

تسمية NaOH هيدروكسيد الصوديوم

تسمية $(NH_4)_2S$ كبريتيد الأمونيوم.

الجدول 10-3
طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكوّنها الكلور

• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.	
• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرّة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز	
• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.	
• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.	
ClO_4^-	ClO_3^-
بيركلورات	كلورات
ClO_2^-	ClO^-
كلوريت	هيبوكلوريت

مسائل تدريبية

سمّ المركبات الآتية:

28. $NaBr$ **29.** $CaCl_2$ **30.** KOH **31.** $Cu(NO_3)_2$ **32.** Ag_2CrO_4

33. تحفيز يُعد المركب الأيوني NH_4ClO_4 من أهم المواد المتفاعلة الصلبة المستخدمة في وقود إطلاق مركبات الفضاء، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. ما اسم هذا المركب؟

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى قد يجد الطلاب صعوبة في تحديد وحدات صيغ المركبات من خلال معرفة الأيونات التي تشكّلها. استخدم قطعًا تشبه القطع المستخدمة في لعبة القطع المتداخلة (البازل) لتمثل الأيونات، على أن تحمل القطع التي تمثل الأيونات الموجبة عددًا من النتوءات على أحد جانبيها يمثل عدد الشحنات الموجبة، وأن تحمل القطع التي تمثل الأيونات السالبة عددًا من النتوءات على الجانب الآخر يمثل عدد الشحنات السالبة. واسمح للطلاب باللعب بالقطع؛ لاكتشاف أن كل أيون يحمل شحنة -2 يتطلب اثنين من الأيونات التي تحمل شحنة $+1$، واطلب إليهم أخيرًا كتابة الصيغة الصحيحة للمركب الناتج عن ذلك. د م

التقويم

المعرفة اطلب إلى كل طالب رسم جدول على قطعة من الورق بحيث يحوي العمود الأيمن فيه أربعة أيونات فلزية بالإضافة إلى أيون الأمونيوم، وصيغ خمسة أيونات لافلزية في أعلى صف، اثنان منها على الأقل من الأيونات العديدة الذرات. ثم اطلب إليهم تبادل الجداول وكتابة صيغ المركبات الأيونية الناتجة عن اتحاد الأيونات في المربعات المخصصة لها. وأعط المخطط بعد إكماله إلى طالب ثالث لتقويم الإجابات. ض م

التعزيز

وسائل التعلم البصري اطلب إلى الطلاب عمل بطاقات التعلم؛ لمساعدتهم على تذكر الأسماء والصيغ وشحنات الأيونات العديدة الذرات. ض م

مسائل تدريبية

28. بروميد الصوديوم.

29. كلوريد الكالسيوم.

30. هيدروكسيد البوتاسيوم.

31. نترات النحاس II.

32. كرومات الفضة.

33. بيركلورات الأمونيوم.

إجابة سؤال النص ستتنوع الإجابات ولكنها يجب أن توضّح طريقة منظمة ومنطقية.

3. التقويم

التحقق من الفهم

استعمل قائمة المحتويات الموجودة على عبوّة الفيتامينات لكتابة أسماء المركبات الأيونية أو صيغها الكيميائية التي تصنع منها أقراص الفيتامين على السبورة، واطلب إلى الطلاب تحديد وحدة الصيغة الصحيحة أو الاسم الصحيح لكل مركب. علمًا بأن المركبات التي تتوافر على الأغلب في الفيتامينات هي: فوسفات الكالسيوم، فوسفات الماغنسيوم، أكسيد النحاس II، أكسيد الخارصين، كربونات الكالسيوم، أكسيد الماغنسيوم، أكسيد التيتانيوم(IV)، كلوريد البوتاسيوم، يوديد البوتاسيوم، كلوريد القصديرII، كلوريد الكروم(III). ض م

إعادة التدريس

راجع طريقة تسمية وكتابة صيغ المركبات الأيونية، وأخبر الطلاب أنّ الماء المالح الذي تعبأ به أحواض الأسماك خليط من المركبات الآتية:

$1.36g\ CaCl_2$, $0.67g\ KCl$, $24.72g\ NaCl$,

$0.18g\ NaHCO_3$,$6.29g\ MgSO_4$, $4.66g\ MgCl_2$

ثم اطلب إلى الطلاب تسمية المركبات الأيونية السابقة.

ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب كتابة امتحان صغير يشتمل على أسئلة تتعلق بأعداد التأكسد، ووحدات الصيغة للمركبات الأيونية وأسمائها . ض م

التقويم

المعرفة اكتب الصيغ الكيميائية لعدد من الأيونات الموجبة والسالبة على شفافية أو على السبورة. وأشر إلى أحد الأيونات السالبة وأحد الأيونات الموجبة، واطلب إلى الطلاب تحديد الصيغة الكيميائية الصحيحة للمركب الأيوني الناتج عن اتحادهما وكتابة اسمه. ض م

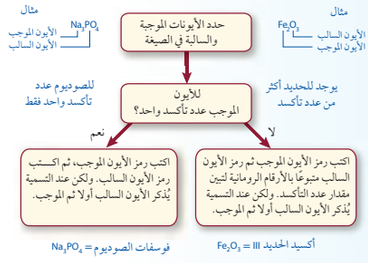
استراتيجيات حل المسألة

تسمية المركبات الأيونية

تسمية المركبات الأيونية عملية سهلة، إذا قمت باتباع خريطة المفاهيم المقابلة.

طبق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام خريطة المفاهيم.



توضّح استراتيجيات حل المسألة أعلاه الخطوات المتبعة عند تسمية المركب الأيوني إذا عُرفت الصيغة الكيميائية. وتعد تسمية المركب الأيوني خطوة مهمة لمعرفة الأيونات الموجبة والسالبة الموجودة في البلورة الصلبة أو المحلول. اشرح كيف يمكن أن تغير المخطط المفاهيمي السابق لكتابة الصيغة عند معرفة اسم المركب الأيوني؟

التقويم 3-3

الخلاصة

- تبين وحدة الصيغة الكيميائية نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة وتعبّر شحنته عن عدد تأكسده.
- تعبّر الأرقام الرومانية عن عدد تأكسد الأيون الموجب الذي له أكثر من حالة تأكسد.
- تتكون الأيونات العديدة الذرات من مجموعة ذرات.
- تستخدم الأقواس حول الأيون وتوضع الأرقام المصغرة خارج الأقواس للإشارة إلى وجود أكثر من أيون عديد الذرات في الصيغة الكيميائية.

34. الكتابة الرئيسة صف ترتيب الأيونات عند كتابة صيغة المركب المكون من البوتاسيوم والبروم، وعند ذكر اسمه.

35. صف الفرق بين الأيونات الأحادية الذرة والأيونات العديدة الذرات، وأعط مثالاً على كلٍّ منهما.

36. طبّق شحنة الأيون X هي 2+ وشحنة الأيون Y هي 1−. اكتب صيغة المركب الذي يتكون من هذين الأيونين.

37. اذكر اسم المركب المكون من Mg و Cl وصيغته.

38. اكتب اسم المركب المكون من أيونات الصوديوم وأيونات النيتريت وصيغته.

39. حلّل ما الأرقام السفلية المصغرة التي ستستعملها في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحالات الآتية:

a. فلز قلوي وهالوجين.

b. فلز قلوي ولا فلز من المجموعة 16.

c. فلز قلوي أرضي وهالوجين.

d. فلز قلوي أرضي ولا فلز من المجموعة 16.

التقويم 3-3

34. عند كتابة صيغة المركب يكتب رمز الأيون الموجب أولًا(K^+)، ثم رمز الأيون السالب (Br^-)؛ أما عند كتابة اسم المركب فيكتب اسم الأيون السالب (بروميد) أولًا متبوعًا بالأيون الموجب (البوتاسيوم).

35. تتكون الأيونات الأحادية الذرة من ذرة واحدة Cl^-، أما الأيونات العديدة الذرات فتتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطتين معًا ولهما شحنة محصلة ومنها ClO_3^-.

36. XY_2

37. كلوريد الماغنسيوم $MgCl_2$

38. نيتريت الصوديوم $NaNO_2$

39. a. 1:1 (تقرأ النسب من اليمين إلى اليسار)

b. 1:2

c. 2:1

d. 1:1

3-4

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (10) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com

د م

الفكرة الرئيسة

نموذج حركة الإلكترون اطلب إلى الطلاب التحرك بين مقاعد الصف وحولها دون أن يتجاوزوا حدود المقاعد التي على الأطراف، وأخبرهم أنهم يمثلون "بحر الإلكترونات" الموجود في الفلزات الصلبة، ومنها النحاس، وأن المقاعد تمثل أيونات النحاس الموجبة. وضح لهم أن كل مقعد يدور حوله طالبان، بحيث إن كل طالب منهما يدور حول مقعد آخر أيضًا. ثم اسأل الطلاب: ما الذي تلاحظونه؟ لا يتغير عدد الإلكترونات وعدد أيونات النحاس ولكن للإلكترونات (الطلاب) حرية الحركة بين أيونات النحاس (المقاعد). ثم اسألهم: ماذا يحدث إذا تحركت المقاعد البعيدة إلى الداخل؟ ستتحرك الإلكترونات (الطلاب) إلى الداخل؛ لأن الإلكترونات يجب أن تبقى في حدود أيونات النحاس (المقاعد). ض م

2. التدريس

التعلم البصري

الشكل 10–3 اطلب إلى الطلاب ملاحظة الشكل ومناقشة كيف تُحاط أيونات الفلزات "ببحر" من الإلكترونات الحرة الحركة في الروابط الفلزية، واستعمل جهاز الموصلية الكهربائية، والمس سطح قطعة من الزنك أو النحاس، وعندئذ سيضيء المصباح. ثم اسأل الطلاب: لماذا أضاء المصباح؟ بسبب الإلكترونات الحرة الحركة.

أشر إلى أن الإلكترونات في الفلزات تكون حرة الحركة على عكس المركبات الأيونية، حيث ترتبط الإلكترونات بالأيونات. ض م

إجابة سؤال الشكل 10–3 لأنها تتحرك بحرية داخل الفلز.

3–4

الأهداف

- **تصف** الرابطة الفلزية.
- **تربط** نموذج بحر الإلكترونات بالخواص الفيزيائية للفلزات.
- **تعرّف** السبائك، وتصنّفها إلى مجموعتين رئيستين.

مراجعة المفردات

الخاصية الفيزيائية: خاصية المادة التي يمكن مشاهدتها وقياسها دون تغيير تركيب المادة.

المفردات الجديدة

نموذج بحر الإلكترونات

الإلكترونات الحرة

الرابطة الفلزية

السبيكة

الروابط الفلزية وخواص الفلزات

Metallic Bonds and the Properties of Metals

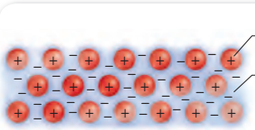
الفكرة الرئيسة **تكوّن الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.**

الربط مع الحياة تخيل سفينة عائمة تتهادى في المحيط وهي محاطة بالماء من كل جانب. وعلى الرغم من بقاء السفينة عائمة في مكانها إلاّ أن الماء يتحرك بحرية من أسفلها. يمكن تطبيق هذا الوصف على ذرات الفلزات وإلكتروناتها بطريقة مشابهة نوعا ما.

الروابط الفلزية Metallic Bonds

على الرغم من أن الفلزات ليست مركبات أيونية إلاّ أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص؛ فالروابط في الفلزات والمركبات الأيونية تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي العادة تكوّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. وفي هذه الحالة تكون كل ذرة عنصر محاطة بـ8–12 ذرة أخرى.

بحر من الإلكترونات رغم أن لذرات الفلزات إلكترون تكافؤ على الأقل، إلاّ أنها لا تشترك في إلكترونات التكافؤ مع الذرات المجاورة، ولا تفقدها. وبدلاً من ذلك تتداخل مستويات الطاقة الخارجية بعضها في بعض. ويعرف هذا التداخل **بنموذج بحر الإلكترونات**، حيث يفترض هذا النموذج أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم في تكوين بحر الإلكترونات الذي يحيط بأيونات الفلز الموجبة في الشبكة الفلزية. لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى. وتعرف هذه الإلكترونات الحرة الحركة **بالإلكترونات الحرة**. وعندما تتحرك الإلكترونات الخارجية بحرية في الفلز، وهو في الحالة الصلبة، تتكون الأيونات الفلزية الموجبة. ترتبط هذه الأيونات مع الأيونات الفلزية الموجبة المجاورة جميعها من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ، كما يبين **الشكل 10–3**. **والرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.



الشكل 10-3 تتوزع إلكترونات التكافؤ للفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بانتظام حول الأيونات الفلزية الموجبة (التي تبدو باللون الأحمر). وتؤدي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة وبحر الشحنات السالبة إلى ربط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة الفلزية.

فسر لماذا تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى

اطلب إلى الطلاب الاطلاع على تعليمات السلامة في المختبر قبل البدء في العمل، واطلب إليهم التوصيل الحراري للفلزات. أحضر أسلاكًا فلزية مختلفة مثل Cu، Zn، Al وFe متساوية الأطوال والسمك، ثم ثبّت كرة صغيرة من الشمع على أحد طرفي كل سلك. واطلب إلى الطلاب الاستعانة بملقط طويل لتسخين الطرف المقابل للسلك، وتحديد الوقت اللازم لصهر الشمع على كل سلك، والمقارنة بينها.

ف م

ماذا قرأت؟ تنثني الفلزات عند طرقها، في حين تتفتت المركبات الأيونية إلى قطع صغيرة.

عرض سريع

السبائك أذب 5.0g من هيدروكسيد الصوديوم في 25ml من الماء في وعاء، ثم أضف 2.0g من الخارصين إلى المحلول، وضعه على جهاز التسخين حتى يصل المخلوط إلى درجة حرارة أقل قليلًا من درجة الغليان. أضف قطع نحاسية إلى الوعاء، وقلّبها مرات عدة بالملقط، وعندما تصبح قطع النحاس فضية اللون ارفع الوعاء عن جهاز التسخين، وأخرجها من المحلول، ثم اغسلها بالماء وجففها. ثم اسأل الطلاب ماذا حدث؟ تم طلاء قطع النحاس بالخارصين. ضع إحدى قطع النحاس هذه على جهاز التسخين ليتحول لونها إلى اللون الذهبي. واسألهم ماذا حدث؟ اختلط الخارصين والنحاس اللذان على سطح القطعة معًا. ناقش مع الطلاب موضوع السبائك، وأخبرهم أن الحرارة تزيد من حركة الذرات وتسمح لها بالاختلاط بسرعة أكبر. واسمح للطلاب بتفحص قطعة من النحاس، وأخرى مطليّة بطبقة من الخارصين، وأخرى مطليّة بطبقة من البرونز. واسأل: ما نوع السبيكة المتكوّنة؟ تكوّنت السبيكة بالاستبدال؛ لأن ذرات النحاس والخارصين متساوية في الحجم تقريبًا.

التخلص من النفايات

اغسل الكمية المتبقية من الخارصين بالماء البارد، واسكب الماء في المغسلة، ثم ضع الخارصين في سلة المهملات. خفف من تركيز محلول NaOH واسكبه في المغسلة. ض م

الجدول 3-11 درجات الانصهار والغليان

العنصر	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الليثيوم	180	1347
القصدير	232	2623
الألومنيوم	660	2467
الباريوم	727	1850
الفضة	961	2155
النحاس	1083	2570

خواص الفلزات يفسر الترابطُ الفلزي الخواصَّ الفيزيائية للفلزات، والتي تظهر قوة الروابط الفلزية.

درجتا الغليان والانصهار تختلف درجات انصهار الفلزات على نحو كبير. فالزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله يستخدم في بعض الأجهزة العلمية، ومنها مقاييس درجات الحرارة وأجهزة قياس الضغط الجوي. وفي المقابل، فإن درجة انصهار التنجستن W هي 3422°C، ولذلك يُصنع منه فتيل المصباح الكهربائي، وبعض أجزاء السفن الفضائية.

وتكون درجات انصهار وغليان الفلزات في العادة عالية كما يبينها **الجدول 11–3**، إلا أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًّا كدرجات الغليان؛ لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جدًّا لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض. إلاَّ أنه في أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى، مما يتطلب طاقة كبيرة جدًّا.

قابلية الطرق والسحب الفلزات قابلة للطرق، أيْ أنها تتحول إلى صفائح عند طرقها، وهي أيضًا قابلة للسحب، أيْ يمكن تحويلها إلى أسلاك. ويوضح **الشكل 11–3** كيف تتحرك الجسيمات الموجودة في الترابط الفلزي بواسطة الدفع أو الشد، بعضها عبر بعض. وتكون الفلزات عادة متينة للغاية. وعلى الرغم من حركة الأيونات الموجبة في الفلز إلاّ أنها ترتبط مع الإلكترونات المحيطة بها بصورة قوية، ولا يمكن فصلها بسهولة عن الفلز.

توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الإلكترونات حول أيونات الفلزات الموجبة– الفلزاتِ موصلاتٍ جيدةً للحرارة والكهرباء؛ حيث تقوم الإلكترونات الحرة بنقل الحرارة من مكان إلى آخر بسرعة أكبر من توصيل المواد التي لا تحتوي على إلكترونات حرة. تتحرك الإلكترونات الحرة بسهولة بوصفها جزءًا من التيار الكهربائي عند حدوث فرق جهد عبر الفلز. وتتفاعل هذه الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق الفوتونات مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان.

الصلابة والقوة لا تقتصر الإلكترونات الحرة الحركة في الفلزات الانتقالية على الإلكترونين الخارجيين في المستوى s، وإنما تشمل أيضًا الإلكترونات الداخلية في المستوى d. وكلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة.

فعلى سبيل المثال، توجد الروابط الفلزية القوية في الفلزات الانتقالية، ومنها الكروم والحديد والنيكل، في حين أن الفلزات القلوية لينة؛ لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في المستوى ns^1.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين ما يحدث عند طَرْق كل من الفلزات والمركبات الأيونية بالمطرقة؟

الشكل 11–3 تؤدي القوة المؤثرة الخارجية (كالمطرقة مثلًا) إلى جعل الأيونات تتحرك عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلز قابلاً للطرق والسحب.

السبائك الفلزية Metal Alloys

نظرًا إلى طبيعة الرابطة الفلزية، يصبح من السهل إدخال عناصر مختلفة إلى الشبكة الفلزية لتكوين السبيكة. فالسبيكة خليط من العناصر ذات الخواص الفلزية المفيدة، لذا نجد لها الكثير من التطبيقات والاستخدامات التجارية. فالفولاذ والبرونز والحديد الزهر من السبائك الكثيرة المفيدة. كما تستعمل سبيكة التيتانيوم والفناديوم لبناء هياكل الدراجات الهوائية كالتي تظهر في **الشكل 12–3**.

خواص السبائك تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها. فالفولاذ مثلًا حديد مخلوط بعنصر آخر على الأقل. تبقى بعض خواص الحديد فيه، ولكن للفولاذ خواص إضافية أخرى منها أنه أكثر قوة. وتتفاوت خواص بعض السبائك وتتغير باختلاف طرائق تصنيعها. وفي حالة بعض الفلزات تنتج بعض الخواص المختلفة اعتمادًا على طريقة التسخين والتبريد. ويبين **الجدول 12–3** أسماء بعض السبائك المهمة واستعمالاتها المتنوعة.

الشكل 12–3 تُصنع أجزاء الدراجات الهوائية في بعض الأحيان من سبيكة التيتانيوم، التي تحتوي على 3% من الألومنيوم و2.5% من الفناديوم.

الجدول 12–3 السبائك التجارية

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
التيكو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
البراس (النحاس الأصفر)	67–90% Cu, 10–33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70–95% Cu, 1–25% Zn, 1–18% Sn	الأجراس، الميداليات
الحديد الصلب	96–97% Fe, 3–4% C	القوالب
الذهب – عيار 10 قراريط	42% Au, 12–20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
الفولاذ المقاوم للصدأ	73–79% Fe, 14–18% Cr, 7–9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

المفردات

أصل الكلمة

السبيكة Alloy

جاءت من الكلمة اللاتينية alligare والتي تعني يثني.

التقويم 3-4

الخلاصة

- تتكون الرابطة الفلزية عندما تجذب أيونات الفلز الموجبة إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- تتحرك الإلكترونات في نموذج بحر الإلكترونات عبر الشبكة الفلزية، ولا ترتبط مع أي ذرة محددة.
- يفسر نموذج بحر الإلكترون الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكون السبائك الفلزية عند دمج فلز مع عنصر آخر أو أكثر.

40. الأكثر الرئيسة **قارن** بين تركيب المركبات الأيونية والفلزات.

41. اشرح كيف يمكن تفسير كل من التوصيل الكهربائي وارتفاع درجة غليان الفلزات بواسطة الرابطة الفلزية؟

42. قارن بين أسباب قوى التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية.

43. صمّم تجربة للتمييز بين المواد الأيونية الصلبة والمواد الفلزية الصلبة. بحيث تشمل على الأقل طريقتين مختلفتين للمقارنة بين المواد الصلبة. فسر إجابتك.

44. نموذج ارسم نموذجًا يوضح قابلية الفلزات للطَّرْق، أو السحب إلى أسلاك، مستعينًا بنموذج بحر الإلكترونات كما في **الشكل 10–3**.

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب مقارنة المركبات الأيونية بالفلزات الصلبة. واقبل أيَّ إجابات منطقية. ض م

إعادة التدريس

دع الطلاب يشاهدوا العديد من المواد الصلبة الأيونية والفلزية وأن يحدِّدوا الاختلاف في خواصها الفيزيائية. ض م

التوسُّع

اطلب إلى الطلاب المهتمين إجراء بحث حول السبائك الصناعية، وعرض تقرير على الصف. واسألهم أن يحدّدوا بعض الصناعات في مناطقهم التي تستعمل السبائك التي قاموا بالبحث عنها. ف م

التقويم

المهارة اطلب إلى الطلاب أن يعملوا جدولًا يقارنون فيه بين الرابطتين الأيونية والفلزية. قد يتضمن هذا الجدول أنواع الجسيمات، وتكوين الروابط، والبناء، والخواص الفيزيائية، والطرائق المحتملة لتعرّفها في المختبر. ض م

التقويم 3-4

40. تترتب الأيونات في المركبات الأيونية بأنماط متكررة وبالتناوب بين الشحنات، في حين تتألف الفلزات من أيونات موجبة محاطة ببحر من الإلكترونات الحرة الحركة.

41. يمكن أن تتحرك الإلكترونات الحرة الحركة من خلال المادة الصلبة لتوصيل التيار الكهربائي، ويحدد عدد الإلكترونات الحرة الحركة وقوة الرابطة الفلزية مقدار درجة الانصهار.

42. تتكون الروابط الأيونية بوساطة قوى التجاذب الكهروستاتيكية بين الأيونات، في حين تتكون الرابطة الفلزية من قوى التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة الحركة.

43. ربما تتضمن التجارب استعمال جهاز الموصلية الكهربائية؛ لفحص المواد الصلبة والمحاليل، واستعمال المطرقة لفحص القابلية للطرق والهشاشة.

44. يجب أن توضح النماذج حركة أيونات الفلز لمسافة أطول وأقل سمكًا خلال بحر الإلكترونات.

الهدف

سيتعلم الطلاب كيف يؤثر التعرض للرصاص في صحتهم، بالإضافة إلى تعرف مصادر التعرض الأخرى له.

الخلفية النظرية

يصعب تجنب التعرض لمصادر الرصاص؛ فبالإضافة إلى المصادر التي وردت في المقال، فإن بعض الدهانات التي تستعمل في المنازل تعد مصدرًا للرصاص. ورغم حظر استعمال هذه الدهانات إلا أن المشكلة تبقى قائمة بسبب الدهانات القديمة التي تحتوي على الرصاص.

ومن الأخطاء الشائعة اعتقاد الطلاب أن الجرافيت الموجود في أقلام الرصاص هو عنصر الرصاص. لذا أخبرهم أن ذلك غير صحيح. وهناك سببان، أولهما أنه تم استعمال عنصر الرصاص في الكتابة في أزمنة سابقة. وثانيهما أنه ساد الاعتقاد عند اكتشاف الجرافيت (أحد أنواع الكربون) واكتشاف فوائده في الكتابة، أنه أحد أشكال الرصاص.

الكيمياء من واقع الحياة

الموضة القاتلة

غالبًا ما تكون الحلي البراقة اللامعة والمزركشة الألوان رخيصة ومسلية. ولكن هل هي آمنة؟ الإجابة في العادة: نعم. ولكن قد تؤدي بعض الحلي السائدة– ولاسيما تلك التي تصنع في الدول النامية، ومنها الصين والهند– إلى مخاطر كثيرة لاحتوائها على عنصر الرصاص Pb السام بنسبة عالية.

السباكة السامة عندما يبتلع الرصاص تذوب كمية محددة منه في الماء متحولاً إلى أيونات Pb^{2+} وعندما تدخل هذه الأيونات جسم الإنسان تحل محل أيونات الكالسيوم Ca^{2+}. ورغم تشابهها في الشحنات الكهربائية، فإن أيونات الرصاص أثقل كثيرًا من أيونات الكالسيوم، مما قد يسبب الإعاقة في التعلم، والغيبوبة، وقد يؤدي إلى الموت.

ومن المثير للدهشة أن الرومان قاموا باستخدام الرصاص في أنابيب المياه. وقد أخذ رمز الرصاص– Pb– في الحقيقة من الكلمة اللاتينية plumbum التي ما زالت تظهر في اللغة الإنجليزية كجذر لكلمة Plumber، وتعني السّباك.

الفخار السام على الرغم من أن الرصاص لا يستخدم في التمديدات الصحية الحديثة، إلاّ أنه ما زال يستخدم في أمور أخرى. فالإناء الظاهر في **الشكل 1** تم طلاؤه بالرصاص، ثم حرقه لإعطائه اللون الأسود المميز. وتولّد مركبات الرصاص المستخدمة في الطلاء ألوانًا زاهية عند حرقها في ظروف محددة.

الشكل 1 مركّبات الرصاص المستخدمة في تلوين الفخار تعطي الوعاء مظهره المتميز.

السم المفيد كان للرصاص العديد من الاستخدامات قبل تعرف سميته العالية بخلاف ما هو مستخدم في صناعة الفخار والتمديدات الصحية. فقد استخدم الرصاص في صناعة الأصباغ والجازولين، حيث يقلل من احتمال احتراق الجازولين قبل الموعد المحدد في محرك السيارة.

عملية إزالة الرصاص Chelation الأطفال أكثر قابلية للتسمم بالرصاص؛ بسبب صغر أحجام أجسامهم ومعدلات نموهم المرتفعة. وفي الحالات الحرجة تصبح عملية إزالة الرصاص هي الطريقة الوحيدة لإنقاذ حياة الطفل. وفي هذه العملية يتم التخلص من أحد أهم التأثيرات السامة للرصاص، عن طريق إحلال الكالسيوم محل الرصاص السام في الجسم.

الكتابة في الكيمياء

الإحساس بالخطر تستطيع حاسة التذوق لدى الإنسان اكتشاف بعض السموم التي توجد بشكل طبيعي في النباتات. ابحث في السموم الحديثة الأخرى–ومنها الرصاص ومضاد التجمد (إيثلين جلايكول) – لمعرفة لماذا لا تُظهر براعم التذوق لدينا استجابة سالبة لها؟

الكتابة في الكيمياء

البحث يجب أن يشير البحث إلى توقعات العلماء أن حياة الإنسان قد مضت دون أن يشعر بكره طبيعي لتناول بعض السموم في الطعام؛ وذلك أنه لم يصادف الرصاص منفردًا في البيئة في صورة عنصر، كما أن بعض مركبات الرصاص الموجودة في الأصباغ – ومنها أسيتات الرصاص – لها مذاق حلو. كما يجب أن يناقش البحث كيف أن العديد من النباتات التي تنتج مواد سامة تكون ذات مذاق لاذع مخالف لمذاق الرصاص.

مختبر الكيمياء

تحضير مركب أيوني

الخلفية: ستقوم بتحضير مركبين كيميائيين وفحصها لتحديد بعض خواصها. واستنادًا إلى الاختبارات التي ستقوم بها تقرر ما إذا كانت النواتج مركبات أيونية أم لا.

سؤال: هل يمكن لخواص المركب الفيزيائية أن تدل على وجود روابط أيونية؟

المواد اللازمة

شريط من الماغنسيوم (25cm)	بوتقة
حامل الحلقة ومثبت	مثلث خزفي
لهب بنزن	قضيب للتحريك
ملقط بواتق	ميزان يقيس 1/100g
كأس سعتها 100 ml	ماء مقطر
جهاز الموصلية الكهربائية	

إجراءات السلامة

***تحذير:** لا تنظر مباشرة إلى الماغنسيوم المشتعل؛ لأن وهج الضوء يؤذي العين، وتجنب حمل المواد الساخنة حتى تبرد.*

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. دوّن القياسات كلها في جدول البيانات.
3. ضع الحلقة الدائرية على الحامل على ارتفاع 7cm فوق لهب بنزن، ثم ضع المثلث الخزفي عليها.
4. قس كتلة البوتقة بعد تنظيفها وتجفيفها.
5. لف 25cm من شريط الماغنسيوم على شكل كروي، ثم قس كتلة شريط الماغنسيوم والبوتقة معًا.
6. ضع البوتقة على المثلث، وسخنها بواسطة اللهب (يجب أن يكون رأس اللهب قرب البوتقة).
7. أغلق لهب بنزن عندما يبدأ الماغنسيوم في الاشتعال والاحتراق بشعلة بيضاء ساطعة، ثم دع البوتقة حتى تبرد، وقس كتلة نواتج احتراق الماغنسيوم والبوتقة.
8. ضع المكونات الصلبة الجافة في الكأس.
9. أضف 10 ml من الماء المقطر إلى الكأس وحرك الخليط جيدًا، ثم افحص المخلوط بواسطة جهاز الموصلية الكهربائية.
10. **التنظيف والتخلص من الفضلات:** تخلص من الفضلات حسب تعليمات المعلم. نظف البوتقة بالماء، وأعد أدوات المختبر إلى أماكنها.

حلل واستنتج

1. **حلل البيانات:** احسب كتلة الشريط والناتج، وسجل قيم الكتل في جدول البيانات.
2. **صنّف** أشكال الطاقة المنبعثة. ماذا تستنتج عن استقرار المواد الناتجة؟
3. **استنتج:** هل يتفاعل الماغنسيوم مع الهواء؟
4. **توقّع** الصيغ الكيميائية للمادتين الناتجتين، واكتب اسميهما.
5. **حلّل واستنتج:** لون ناتج تفاعل الماغنسيوم مع الأكسجين أبيض، في حين أن لون ناتج تفاعل الماغنسيوم مع النيتروجين أصفر. أي هذين المركبين يشكل الجزء الأكبر من الناتج؟
6. **حلّل واستنتج:** هل توصل محاليل مركبات الماغنسيوم التيار الكهربائي؟ وهل تؤكد النتائج أن المركبات أيونية؟
7. **حلل مصادر الخطأ:** إذا أظهرت النتائج أن الماغنسيوم فقد جزءًا من كتلته بدل أن يكتسب كتلة إضافية فاذكر الأسباب المحتملة لذلك.

الاستقصاء

صمّم تجربة إذا كانت محاليل مركبات الماغنسيوم موصلة للتيار الكهربائي فهل تستطيع التأثير في جودة توصيلها للكهرباء؟ وإذا لم تكن موصلة للتيار فكيف تجعلها قادرة على ذلك؟ صمّم تجربة لمعرفة ذلك.

حلّل واستنتج

1. ارجع إلى النتائج المتوقعة.
2. الضوء والحرارة. إنها أكثر استقرارًا من المواد المتفاعلة.
3. هناك زيادة في الكتلة من 0.29 g إلى 0.37 g.
4. أكسيد الماغنسيوم MgO، و نيتريد الماغنسيوم Mg_3N_2 .
5. MgO، يظهر الناتج باللون الأبيض.
6. نعم؛ لأن المركبات الأيونية موصلة للتيار الكهربائي.
7. تتضمن الإجابات المحتملة أن بعض المواد الناتجة ستتطاير، أو أن التفاعل لم يكتمل.

الاستقصاء

ستتنوع تصاميم الطلاب للتجارب، ولكنها يجب أن تتضمن أنه كلّما زاد تركيز المحاليل الأيونية زادت موصليتها بالمقارنة مع المحاليل ذات التركيز المنخفض.

مختبر الكيمياء

تحضير مركب أيوني

الزمن حصة واحدة.

المهارات العملية التصنيف، الملاحظة والاستنتاج، استعمال الأرقام، المقارنة، التوقّع.

احتياطات السلامة اطلب إلى الطلاب الاطلاع على تعليمات السلامة في المختبر قبل بدء العمل، وتأكد أن الطلاب يلبسون النظارات الواقية، ويرتدون معاطف المختبر. وجِّه الطلاب ألّا ينظروا مباشرة إلى الضوء المنبعث من الماغنسيوم المشتعل، وأن البوتقة ستبقى ساخنة مدة خمس دقائق تقريبًا، لدرجة أنها قد تحرق الجلد، وتأكد من توافر وسائل إطفاء حريق الفلزات، كالطفايات الخاصة بذلك، أو وعاء من الرمل، واعمل التجربة في خزانة طرد الغازات إن أمكن ذلك.

التخلص من النفايات ضع نواتج الماغنسيوم في وعاء مخلفات المواد الصلبة.

الخطوات

- يجب قص شريط الماغنسيوم إلى قطع متساوية مسبقًا.
- اضبط لهب بنزن جيدًا بحيث يصبح لون شعلة اللهب أزرق (أعلى درجة حرارة).
- أخبر الطلاب أن الأكسجين والنيتروجين في الهواء سيتفاعلان مع الماغنسيوم عند درجات الحرارة العالية.
- **حل المشكلات** لمشاهدة الماغنسيوم المحترق بطريقة غير مباشرة، ضع قطعة من فلز لامع خلف بوتقة الاحتراق، وقطعة من الكرتون أمامها.

النتائج المتوقعة

عيِّنة من النتائج

كتلة البوتقة فارغة: 7.56 g

كتلة البوتقة + شريط Mg قبل التسخين: 7.85 g

كتلة شريط Mg : 0.29g

كتلة البوتقة + شريط Mg بعد التسخين: 7.93 g

كتلة Mg الناتجة : 0.37g

الفصل 3

دليل مراجعة الفصل

استخدام المفردات

تعزيـزًا لمعرفـة الطلاب مفـردات الفصل، اطلـب إليهم كتابة جملة واحدة لكل مصطلح في الفصل. ض م

مراجعة الاستراتيجيات

- اطلـب إلـى الطـــلاب وصـــف عمليـــة تكـوّن كل من الأيون الموجب والأيون السـالب وإعطـاء مثالٍ على كلٍّ منهما. ض م
- اطلب إلى الطلاب مناقشة طبيعة الروابط الأيونية وتعرف الخواص الفيزيائية المرتبطة بها. ض م
- اطلـب إلـى الطـلاب تلخيـص مفهـوم الرابطـة الفلزيـة، وتعرف الخواص الفيزيائية المرتبطة بها. ض م

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

يمكن للطلاب زيارة الموقع:

www.obeikaneducation.com

من أجل:

- دراسة الفصل كاملاً على الموقع الإلكتروني.
- طلبًا للمزيد من المعلومات والمشاريع والنشاطات.
- التقدم لاختبار الفصل، والاختبار المقنن.

الفصل 3 دليل مراجعة الفصل

الفكرة العامة ترتبط الذرات في المركبات الأيونية بروابط كيميائية تنشأ عن تجاذب الأيونات المختلفة الشحنات.

3-1 تكون الأيون

الفكرة الرئيسة تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونـات التكافؤ أو تكسـبها لتصـل إلى التوزيع الإلكتروني الثُّماني الأكثر استقرارًا.

المفردات

- الكاتيون
- الأنيون

المفاهيم الرئيسة

- تكوّن بعضُ الذرات الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويعني التوزيع الإلكتروني المستقر أن يكون مستوى الطاقة الخارجي مملوءًا بالإلكترونات. وفي العادة يتضمن ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات من خلال فقدان إلكترونات التكافؤ أو اكتسابها.
- يبقى عدد البروتونات في النواة ثابتًا في أثناء عملية تكوين الأيون.

3-2 الروابط والمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتجاذب الأيونات ذات الشـحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.

المفردات

- الرابطة الأيونية
- المركبات الأيونية
- الشبكة البلورية
- الإلكتروليت

- الرابطة الكيميائية قوة تربط بين ذرتين.
- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية ناتجة عن التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.
- تترتب الأيونات في المركبات الأيونية في صورة وحدات منتظمة متكررة تُعرف بالشبكة البلورية.
- ترتبط خواص المركبات الأيونية بقوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية التي في صورة محاليل أو مصاهير توصل التيار الكهربائي.
- تعرف طاقة الشبكة البلورية بالطاقة اللازمة لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني.

3-3 صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

الفكرة الرئيسة يُذكـر الأيـون السـالب أولاً متبوعًا بالأيـون الموجب عند تسـمية المركبات الأيونية. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولًا متبوعًا برمز الأيون السالب.

المفردات

- الأيون الأحادي الذرة
- عدد التأكسد
- أيون عديد الذرات
- أيون أكسجيني سالب

المفاهيم الرئيسة

- تبين وحدة الصيغة الكيميائية نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة وتعبّر شحنته عن عدد تأكسده.
- تعبّر الأرقام الرومانية عن عدد تأكسد الأيون الموجب الذي له أكثر من حالة تأكسد.
- تتكون الأيونات العديدة الذرات من مجموعة ذرات.
- تستخدم الأقواس حول الأيون وتوضع الأرقام المصغرة خارج الأقواس للإشارة إلى وجود أكثر من أيون عديد الذرات في الصيغة الكيميائية.

3-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تكـون الفلـزات شـبكات بلوريـة، ويمكـن تمثيلها أو نمذجتها بأيونـات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

المفردات

- نموذج بحر الإلكترونات
- الإلكترونات الحرة
- الرابطة الفلزية
- السبيكة

المفاهيم الرئيسة

- تتكـون الرابطة الفلزية عندما تجذب أيونات الفلز الموجبة إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- تتحـرك الإلكترونات في نموذج بحر الإلكترونات عبر الشـبكة الفلزية، ولا ترتبط مع أي ذرة محددة.
- يفسر نموذج بحر الإلكترونات الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكون السبائك الفلزية عند دمج فلز مع عنصر آخر أو أكثر.

3-1

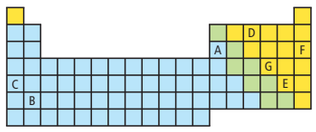
إتقان المفاهيم

45. كيف تتكون الأيونات الموجبة والسالبة؟

46. متى تتكون الروابط الأيونية؟

47. لماذا تكوّن الهالوجينات والفلزات القلوية الأيونات؟ فسر إجابتك.

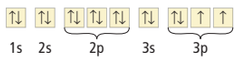
48. يوضح **الشكل 13–3** العناصر التي يشار إليها بالأحرف من A إلى G، اذكر عدد إلكترونات تكافؤ كل عنصر، وتعرّف الأيون الذي يكوّنه.



الشكل 13–3

49. ناقش أهمية طاقة التأين عند تكوّن الأيونات.

50. يوضح **الشكل 14–3** رسم مربعات مستويات الكبريت. اشرح كيف يكوّن الكبريت أيونه؟



الشكل 14–3

إتقان حل المسائل

51. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من العناصر الآتية؟

a. السيزيوم **b.** الخارصين

c. الروبيديوم **d.** الإستراتشيوم

e. الجاليوم

52. وضح لماذا لا تكوّن الغازات النبيلة روابط كيميائية؟

53. وضح كيف يتكون أيون الباريوم؟

54. وضح كيف يتكون أيون النيتروجين السالب؟

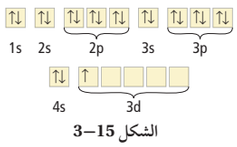
55. كلما زاد نشاط الذرة ارتفعت طاقة الوضع لها. فأيهما له طاقة وضع أكبر: النيون أم الفلور؟ فسّر إجابتك.

56. اشرح كيف تكوّن ذرة الحديد أيون حديد Fe^{2+}، وأيون الحديد Fe^{3+} أيضًا؟

57. تنبأ بالنشاط الكيميائي لذرات العناصر الآتية استنادًا إلى توزيعها الإلكتروني:

a. البوتاسيوم b. الفلور c. النيون

58. اشرح تكوين أيون الإسكانديوم Sc^{3+} اعتمادًا على رسم مربعات المستويات الموضح في **الشكل 15–3**.



الشكل 15–3

3-2

إتقان المفاهيم

59. ماذا يعني مصطلح متعادل كهربائيًا عند مناقشة المركبات الأيونية؟

60. وضح كيف تتكون الروابط الأيونية؟

61. وضح لماذا لا يتحد البوتاسيوم والنيون لتكوين مركب؟

62. ناقش باختصار ثلاث خواص فيزيائية للمواد الصلبة الأيونية التي ترتبط في روابط أيونية.

63. صف البلورة الأيونية، واشرح لماذا تختلف أشكال بلورات المركبات الأيونية؟

64. يظهر في **الشكل 13–3** الرمز B وهو للباريوم، والرمز E وهو لليود. اشرح لماذا لا يكون ناتج تفاعل هذين العنصرين يوديد الباريوم BaI؟

تقويم الفصل

3-1

إتقان المفاهيم

45. تكتسب الذرة إلكترونات أو تفقدها للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر.

46. عندما تجذب النواة الموجبة إلكترونات ذرة أخرى، أو عندما تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة.

47. تحتاج الهالوجينات إلى اكتساب إلكترون واحد فقط لتصل إلى التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، أما الفلزات القلوية فتحتاج إلى فقد إلكترون واحد.

48. A. ثلاثة إلكترونات تكافؤ Al^{3+}.

B. إلكترونا تكافؤ Ba^{2+}.

C. إلكترون تكافؤ واحد Rb^{+}.

D. خمسة إلكترونات تكافؤ N^{3-}.

E. سبعة إلكترونات تكافؤ I^{-}.

F. ثمانية إلكترونات تكافؤ، لا يتكوّن أيون.

G. ستة إلكترونات تكافؤ Se^{2-}.

49. طاقة التأين المنخفضة: تفقد الذرة الإلكترون بسهولة.

50. يكسب الكبريت إلكترونين في المستوى 3p، مكونًا التوزيع الثماني المكتمل.

إتقان حل المسائل

51. a. 1 b. 2 c. 1 d. 2 e. 3

52. لجميعها مستوى طاقة خارجي ممتلئ.

53. يفقد الباريوم Ba إلكترونين، ويكون Ba^{2+}، الذي له التوزيع الإلكتروني المستقر للغاز النبيل Xe.

54. يكسب النيتروجين $3e^{-}$ ويكوّن N^{3-} الذي له التوزيع الإلكتروني المستقر للغاز النبيل Ne.

55. F، سيكسب إلكترونًا إضافيًا واحدًا لملء مستوى الطاقة الخارجي.

56. للحديد التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$. ويكوّن أيون شحنته +2، عندما تفقد ذرة الحديد إلكترونات $4s^2$. وعندما تتكوّن أيونات +3 فإن ذرة الحديد تفقد إلكترونات $4s^2$ وأحد إلكترونات $3d^6$.

57. a. نشيط جدًّا، يفقد $1e^{-}$، ويكوّن أيونًا شحنته 1+.

b. نشيط جدًّا، يكسب $1e^{-}$، ويكوّن أيونًا شحنته 1−.

c. غير نشيط، مستوى طاقته الخارجي مملوء بالإلكترونات.

58. يفقد السكانديوم، $[Ar]\ 4s^2 3d^1$، إلكترونات $4s^2$ و $3d^1$ ليكوّن أيونًا شحنته 3+.

3-2

إتقان المفاهيم

59. عدد الإلكترونات المفقودة مساوٍ لعدد الإلكترونات المكتسبة.

60. ينجذب أيون موجب إلى أيون سالب وتنطلق طاقة الشبكة البلورية.

61. لغاز النيون توزيع بحسب قاعدة الثمانية؛ لذا فهو مستقر.

62. صلبة وبلورية، درجتا حرارة الانصهار والغليان مرتفعتان، هشة سهلة الكسر.

63. ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للأيونات، يختلف الشكل بسبب حجم الأيونات وعددها.

64. يكوّن Ba أيون Ba^{2+}، ويكوّن اليود أيون I^{-} ولتكوين مركب متعادل كهربائيًا يلزم اتحاد أيون واحد من Ba^{2+} وأيوني I^{-}.

إتقان حل المسائل

65. a. 1:1 b. 1:2 c. 1:1 d. 1:2

66. يمثل الرمز C عنصر Rb الذي يكوّن Rb^+، ويمثل رمز D عنصر N الذي يكوّن N^{3-}، وعند اتحاد ثلاث ذرات Rb مع ذرة واحدة من N يتكوّن Rb_3N.

67. Zn يكوّن Zn^{2+} ، و O كوّن O^{2-}، تتجاذب الأيونات، وتكوّن ZnO.

68. تتجاذب الأيونات وتشكل AlF_3.

69. لتكوين مركّب يجب نقل ستة إلكترونات من ثلاث ذرات من الباريوم إلى ذرتين من النيتروجين.

70. توصل المركبات الأيونية الكهرباء وهي في حالة المصهور أو كمحاليل في الماء، ولكنها تكون غير موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة.

71. CaKr؛ لأن Kr من الغازات النبيلة. $BaCl_2$ وMgF؛ لأن الشحنات غير متساوية.

72. MgO؛ لأن له أعلى طاقة شبكة بلورية.

73. CaO : أيون Ca له شحنة 2+ بينما أيون Cs له شحنة 1+ فكلما زادت شحنة الأيون زادت قيمة طاقة الشبكة البلورية السالبة.

K_2O: يحتوي أيونين من K ، بينما يحتوي KCl على أيون واحد من K. المركب الذي يحتوي على عدد أيونات أكثر يكون له طاقة شبكة بلورية سالبة أكبر.

3-3

إتقان المفاهيم

74. الأيون الفلزي والأيون اللافلزي وشحناتهما.

75. حينما يوجد أكثر من وحدة من الأيون في أبسط نسبة للأيونات.

76. يكتب اسم الأيون السالب أولًا متبوعًا باسم الأيون الموجب، ويستخدم اسم العنصر نفسه عند تسمية أيونه الموجب الأحادي الذرة، وفي حالة الأيونات السالبة الأحادية الذرة يشتق الاسم من اسم العنصر مضافًا إليه مقطع (يد)، وفي حالة وجود أكثر من عدد تأكسد يكتب عدد التأكسد بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب، وعندما يحتوي المركب على أيون عديد الذرات يسمى الأيون السالب أولًا ثم الموجب.

تقويم الفصل 3

إتقان حل المسائل

65. حدد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في كل مما يأتي:

a. كلوريد البوتاسيوم، الذي يحل محل ملح الطعام.

b. فلوريد الكالسيوم، الذي يستخدم في صناعة الفولاذ.

c. أكسيد الكالسيوم، الذي يستخدم لإزالة ثاني أكسيد الكبريت من عوادم محطات الطاقة.

d. كلوريد الإسترانشيوم، المستخدم في صناعة الألعاب النارية.

66. انظر **الشكل 13–3**، ثم صف المركّب الأيوني الذي يكوّنه العنصران C و D.

67. وضّح كيف تتكون الرابطة الأيونية بين الخارصين والأكسجين؟

68. وضح بالرسم تكوّن الرابطة الأيونية بين الألومنيوم والفلور مستخدمًا رسم مربعات المستويات.

69. وضح بالرسم تكوّن الرابطة الأيونية بين الباريوم والنيتروجين باستخدام التوزيع الإلكتروني.

70. الموصلات: توصل المركبات الأيونية التيار الكهربائي في ظروف محددة. وضّح هذه الظروف، وفسر لماذا لا توصل المركبات الأيونية الكهرباء في جميع الحالات؟

71. أيّ المركبات الآتية لا يمكن توقع حدوثه: CaKr ، Na_2S ، $BaCl_2$ ، MgF ؟ فسر إجابتك.

72. استخدم **الجدول 5–3** لتحديد المركب الأيوني الذي له أعلى درجة انصهار: AgCl، KI، MgO، وفسر إجابتك.

73. أي المركبات الآتية له أكبر طاقة شبكة بلورية: (CsCl أو CaO)، (KCl أو K_2O)؟ فسر إجابتك.

3-3

إتقان المفاهيم

74. ما المعلومات التي تحتاج إليها لكتابة الصيغة الكيميائية الصحيحة للمركبات الأيونية؟

75. متى يستخدم الرقم السفلي في صيغ المركبات الأيونية؟

76. اشرح كيف تُسمي المركب الأيوني؟

77. اشرح باستخدام أعداد التأكسد، لماذا تكون الصيغة الكيميائية NaF_2 غير صحيحة؟

78. اشرح ماذا يعني اسم "أكسيد الإسكانديوم III" بلغة الإلكترونات المفقودة والمكتسبة؟ اكتب الصيغة الكيميائية الصحيحة له.

إتقان حل المسائل

79. اكتب صيغة كل من المركبات الأيونية الآتية:

a. يوديد الكالسيوم

b. بروميد الفضة I

c. كلوريد النحاس II

d. برأيودات البوتاسيوم

e. أسيتات الفضة I

80. سمِّ كلًّا من المركبات الأيونية الآتية:

a. K_2O

b. $CaCl_2$

c. Mg_3N_2

d. NaClO

e. KNO_3

81. أكمل **الجدول 13–3** بالبيانات الناقصة.

الجدول 13-3 تعرُّف المركبات الأيونية

الكاتيون (الأيون الموجب)	الأنيون (الأيون السالب)	الاسم	الصيغة الكيميائية
		كبريتات الأمونيوم	
			PbF_2
		بروميد الليثيوم	
			Na_2CO_3
Mg^{2+}	PO_4^{3-}		

77. يجب أن تكون أيونات 1+، 1– بنسبة 1 : 1، فتكون الصيغة الصحيحة للمركب NaF.

78. يشير الرمز III إلى أن Sc قد خسر ثلاثة إلكترونات، والأكسيد يشير إلى أن ذرة O اكتسبت إلكترونين فتكون الصيغة الصحيحة هي: Sc_2O_3.

إتقان حل المسائل

79. a. CaI_2 b. AgBr c. $CuCl_2$

d. KIO_4 e. $AgC_2H_3O_2$.

80. a. أكسيد البوتاسيوم. b. كلوريد الكالسيوم.

c. نيتريد الماغنسيوم. d. هيبوكلوريت الصوديوم.

e. نترات البوتاسيوم.

81.

$(NH_4)_2SO_4$	كبريتات الأمونيوم	SO_4^{2-}	NH_4^+
PbF_2	فلوريد الرصاص	F^-	Pb^{2+}
LiBr	بروميد الليثيوم	Br^-	Li^+
Na_2CO_3	كربونات الصوديوم	CO_3^{2-}	Na^+
$Mg_3(PO_4)_2$	فوسفات الماغنسيوم	PO_4^{3-}	Mg^{2+}

تقويم الفصل 3

82. **الكروم** عنصر انتقالي يستخدم في الطلاء الكهربائي، ويكوّن الأيونات Cr^{2+} و Cr^{3+}. اكتب صيغ المركبات الأيونية الناتجة عن تفاعل هذه الأيونات مع أيونات الفلور والأكسجين.

83. أي الصيغ الأيونية الآتية صحيح؟ وإذا كانت الصيغة غير صحيحة فاكتب الصيغة الصحيحة، فسّر إجابتك:

a. $AlCl$ **c.** $Ba(OH)_2$

b. Na_3SO_4 **d.** Fe_2O

84. اكتب صيغ المركبات الأيونية جميعها التي قد تنتج عن تفاعل كل من الأيونات الموجبة والأيونات السالبة الموجودة في **الجدول 14–3**، واذكر اسم كل مركب ناتج.

الجدول 14-3 قائمة الأيونات الموجبة والسالبة

الأيون الموجب	الأيون السالب
K^+	SO_3^{2-}
NH_4^+	I^-
Fe^{3+}	NO_3^-

3-4

إتقان المفاهيم

85. صف الرابطة الفلزية.

86. اشرح باختصار لماذا تُصنَّع السبائك المعدنية؟

87. صف باختصار كيف تفسر الرابطة الفلزية قابلية الفلزات للطرق والسحب؟

88. فسر كيف تتشابه الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية؟

إتقان حل المسائل

89. كيف تختلف الرابطة الفلزية عن الرابطة الأيونية؟

90. **الفضة** اشرح باختصار لماذا يعد عنصر الفضة موصلاً جيدًا للكهرباء؟

91. **الفولاذ** اشرح باختصار لماذا يستخدم الفولاذ، أحد سبائك الحديد– في دعائم هياكل العديد من المباني.

92. تبلغ درجة انصهار البريليوم 1287°C، في حين تبلغ درجة انصهار الليثيوم 180°C. اشرح سبب هذا الاختلاف الكبير في درجات الانصهار.

93. تبلغ درجة غليان التيتانيوم 3297°C، في حين تبلغ درجة حرارة غليان النحاس 2570°C . اشرح سبب الاختلاف في درجات غليان هذين الفلزين.

مراجعة عامة

94. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من ذرات الأكسجين والكبريت والزرنيخ والفوسفور والبروم؟

95. اشرح لماذا يكوّن الكالسيوم أيون Ca^{2+} وليس أيون Ca^{3+} ؟

96. أي المركبات الأيونية الآتية له أكبر طاقة شبكة بلورية: NaCl أو $MgCl_2$ أو KCl؟ فسر إجابتك.

97. ما صيغ المركبات الأيونية الآتية؟

a. كبريتيد الصوديوم

b. كلوريد الحديد III

c. كبريتات الصوديوم

d. فوسفات الكالسيوم

e. نترات الخارصين

98. يكوّن الكوبلت– وهو عنصر انتقالي– أيونات Co^{2+} وأيونات Co^{3+} أيضًا. اكتب الصيغ الكيميائية الصحيحة لأكاسيد الكوبلت التي تتكون من كلا الأيونين.

99. أكمل **الجدول 1–3**

الجدول 15-3 بيانات العنصر والإلكترون والأيون

العنصر	إلكترونات التكافؤ	الأيون الناتج
السيلينيوم		
القصدير		
اليود		
الأرجون		

82. الفلور : CrF_2 ، CrF_3. أكسجين: CrO ، Cr_2O_3.

83. a. $AlCl_3$: أيون واحد من Al^{+3} يرتبط بثلاثة أيونات من Cl^-

b. Na_2SO_4 : $2Na^+$ ترتبط مع SO_4^{2-}

c. $Ba(OH)_2$ نحتاج إلى أقواس.

d. Fe_2O_3 أو FeO: يكوّن الحديد Fe^{2+} أو Fe^{3+}.

84. K_2SO_3 كبريتيت البوتاسيوم. KI يوديد البوتاسيوم. KNO_3 نترات البوتاسيوم. $(NH_4)_2SO_3$ كبريتيت الأمونيوم. NH_4I يوديد الأمونيوم، NH_4NO_3 نترات الأمونيوم. $Fe_2(SO_3)_3$ كبريتيت الحديد III. FeI_3 يوديد الحديد III. $Fe(NO_3)_3$ نترات الحديد III.

3-4

إتقان المفاهيم

85. كل أيون فلزّي موجب ينجذب إلى إلكترونات تكافؤ حرّة الحركة.

86. للسبائك خواص مختلفة عن الفلزات النقية المكونة لها، وبعض السبائك أكثر قساوة وصلابة من الفلز النقي.

87. حينما تؤثر قوة في فلز صلب تتحرك الأيونات الفلزية، وكذلك تتحرك الإلكترونات الحرة الحركة.

88. الروابط متشابهة؛ لأنها تتشكل نتيجة تجاذب جسيمات مختلفة الشحنة، وتتكون الروابط الأيونية بين أيونات مختلفة الشحنة. بينما تتكون الروابط الفلزية بين أيون الفلز وإلكترونات التكافؤ السالبة الحرة الحركة.

إتقان حل المسائل

89. الرابطة الفلزية: تجاذب بين أيون الفلز الموجب وإلكترونات التكافؤ الحرة الحركة، الرابطة الأيونية: تجاذب بين أيون فلزي موجب وأيون لافلزي سالب.

90. بسبب وجود إلكترونات حرة الحركة.

91. يكوّن الحديد رابطة فلزية قوية؛ مما يعطي الحديد الصلب قوته وصلابته.

92. لكل ذرة Be إلكترونان قابلان للحركة بحرية، ولليثيوم إلكترون واحد، وكلما ازداد عدد الإلكترونات الحرة الحركة زادت طاقة الشبكة البلورية مما يرفع من درجة الانصهار.

93. لعنصر Ti أربعة إلكترونات حرة الحركة، بينما لعنصر Cu اثنان من الإلكترونات الحرة الحركة. لذلك تكون الرابطة الفلزية في Ti أكبر.

مراجعة عامة

94. 6 ، 6 ، 5 ، 5 و7 على الترتيب.

95. Ca ، $[Ar]4s^2$ تفقد $2e^-$ ، أما إذا فقدت إلكترونًا داخليًّا من المستوى الفرعي 3P فسوف تصبح غير مستقرة.

96. $MgCl_2$ تزداد طاقة الشبكة البلورية مع زيادة الشحنة.

97. a. Na_2S b. $FeCl_3$ c. Na_2SO_4

d. $Ca_3(PO_4)_2$ e. $Zn(NO_3)_2$

98. CoO؛ أكسيد الكوبلت II، Co_2O_3؛ أكسيد الكوبلت III.

99.

سلينيوم	6	Se^{2-}
قصدير	4	Sn^{2+}
يود	7	I^-
أرجون	8	لا يوجد

تقويم الفصل 3

100. تسمح له الإلكترونات الحرة الحركة بتوصيل الكهرباء، وهو قابل للطرق والتشكيل

101. سوف يفقد النيكل إلكتروني المستوى الخارجي $4s^2$.

102. تفقد K إلكترونًا واحدًا وتكسب I إلكترونًا واحدًا لتكوين مركب KI.

103. تفقد ذرة Mg إلكترونين لتكوّن Mg^{2+}، وتكسب ذرة الأكسجين إلكترونين لتكوّن O^{2-}، يجذب أيون Mg أيون الأكسجين ليكوّن MgO. ثلاث ذرات Mg كلٌّ منها تفقد إلكترونين وتكوّن Mg^{2+} ، ذرتا نيتروجين تكسب كلٌّ منهما ثلاثة إلكترونات وتكوّن N^{3-} ويتكون Mg_3N_2.

104. يحتوي فلز الصوديوم على رابطة فلزية، بينما كلوريد الصوديوم مادة صلبة أيونيّة.

105. a. أكسيد الكالسيوم d. هيدروكسيد الباريوم
b. كبريتيد الباريوم e. نترات الإسترانشيوم
c. فوسفات الألومنيوم

التفكير الناقد

106. ستتنوع خرائط المفاهيم.

107. a. NaCl؛ حجم أيون أصغر.
b. Cu؛ حجم أصغر.
c. MgO؛ Mg له شحنة أكبر.

108. الكاتيون (الأيون الموجب): ينتج عن فقد إلكترونات وله شحنة موجبة. بينما الأنيون (الأيون السالب) ينتج عن كسب الإلكترونات وله شحنة سالبة.

109. a. الفلز إما نحاس II أو نحاس I.
b. لا تستخدم المقاطع الأولية في المركبات الأيونية.
c. Pb لا يمكن أن يكون له حالة الأكسدة 5+.
d. وحدة الصيغة ليست أبسط نسبة.
e. إذا احتاج الأيون المتعدد الذرات إلى رقم سفلي فاستعمل الأقواس.

110. المركبات التي يمكن تكوينها هي:

Al_2S_3، AlN، AlF_3، Na_2S، Na_3N، NaF، CaS، Ca_3N_2، CaF_2. يجب أن يشرح الطلاب كيفية انتقال إلكترونات من الذرة لتكوّن أيونًا موجبًا، وكذلك الإلكترونات التي تكتسبها الذرات لتكوّن الأيونات السالبة. كما أن عليهم أيضًا مناقشة التجاذب بين الأيونات الموجبة والسالبة لتكوين مركب متعادل الشحنة.

111. a. يجب أن يفقد البراسيوديميوم الإلكترونات الخارجية $6s^2$، وواحدًا من إلكترونات 4f ليكوّن أيونًا شحنته 3+.

b. المركبان المتكونان هما: $PrCl_3$ و$Pr(NO_3)_3$

112. للكالسيوم إلكترونان قابلان للحركة، أما البوتاسيوم فله إلكترون واحد حرُّ الحركة؛ لذا، فللكالسيوم درجة انصهار أعلى.

113. لأن الإلكترونات حرة الحركة، وهي ليست مرتبطة مع أيِّ ذرة على التحديد.

114. لأنها تكسب الإلكترونات، لذا فإن إلكتروناتها غير حرّة الحركة.

100. الذهب اشرح باختصار لماذا يستخدم الذهب في صناعة الحلي والموصلات الكهربائية في الأجهزة الإلكترونية؟

101. وضّح كيف يتكون أيون النيكل الذي عدد تأكسده 2+؟

102. ارسم نموذجًا يمثل الرابطة الأيونية بين البوتاسيوم واليود باستخدام التمثيل النقطي للإلكترونات.

103. عندما يشتعل الماغنسيوم في الهواء يكون كلًّا من أكسيد ونتريد الماغنسيوم. ناقش كيف يتكون أكسيد ونتريد الماغنسيوم عند تفاعل الماغنسيوم مع ذرات الأكسجين وذرات النيتروجين على الترتيب.

104. يتغير شكل الصوديوم إذا أثرت فيه قوة خارجية، في حين يتفتت كلوريد الصوديوم عند طرقه بالقوة نفسها. ما سبب هذا الاختلاف في سلوك هاتين المادتين الصلبتين؟

105. ما اسم كل من المركبات الأيونية الآتية؟

a. CaO b. $Ba(OH)_2$
c. BaS d. $Sr(NO_3)_2$
e. $AlPO_4$

التفكير الناقد

106. صمّم خريطة مفاهيم تشرح الخواص الفيزيائية لكل من المركبات الأيونية والمواد الفلزية الصلبة.

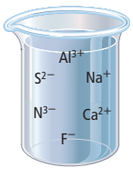
107. توقّع: تفحص كلًّا من الأزواج الآتية، ثم بيّن المادة الصلبة التي لها درجة انصهار أعلى. فسر إجابتك.

a. NaCl أو CsCl
b. Ag أو Cu
c. MgO أو Na_2O

108. قارن بين الأيونين الموجب والسالب.

109. لاحظ ثم استنتج حدّد الأخطاء في الأسماء الكيميائية والصيغ الكيميائية غير الصحيحة، وصمّم مخططًا توضيحيًّا لمنع حدوث مثل هذه الأخطاء:

a. أسيتات النحاس b. أكسيد الصوديوم الثنائي
c. Pb_2O_5 d. Mg_2O_2
e. Al_2SO_{43}



الشكل 15–3

110. طبّق تفحّص الأيونات في **الشكل 15–3**، وحدّد مركبين يمكن أن يتكونا من الأيونات الموجودة، واشرح كيف يحدث ذلك ؟

111. طبّق البراسيوديميوم Pr من فلزات اللانثانيدات التي تتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك وتكوّن كلوريد البراسيوديميوم III. كما يتفاعل مع حمض النيتريك ليكون نترات البراسيوديميوم III. إذا علمت أن التوزيع الإلكتروني لعنصر البراسيوديميوم هو $[Xe]\,4f^36s^2$،

a. فتفحّص التوزيع الإلكتروني، واشرح كيف يكون البراسيوديميوم الأيون 3+؟

b. واكتب الصيغ الكيميائية لكلا المركّبين اللذين يكونهما عنصر البراسيوديميوم.

112. كوّن فرضية تفحّص موقع البوتاسيوم والكالسيوم في الجدول الدوري، وصغ فرضية تشرح فيها لماذا تكون درجة انصهار الكالسيوم أعلى كثيرًا من درجة انصهار البوتاسيوم؟

113. قوّم اشرح لماذا يعد اصطلاح الإلكترونات الحرة مناسبًا لوصف إلكترونات الرابطة الفلزية؟

114. طبّق تحتوي الذرات غير المشحونة على إلكترونات تكافؤ. اشرح لماذا لا تكون بعض العناصر ومنها اليود والكبريت روابط فلزية؟

تقويم الفصل 3

115. حلّل اشرح لماذا تكون قيمة طاقة الشبكة البلورية ذات مقدار سالب؟

مسألة تحفيز

116. **المركبات الأيونية** يعد الكريسوبيرل من المعادن الشفافة أو شبه الشفافة، ويكون في بعض الأحيان متلألئ اللون ، ويتكون من أكسيد الألومنيوم والبريليوم $BeAl_2O_4$. حدد أعداد التأكسد لكل أيون في هذا المركب، واشرح طريقة تكوّنه.

مراجعة تراكمية

117. أي العنصرين له طاقة تأين أكبر: الكلور أم الكربون؟

118. قارن بين طريقة تكون أيونات الفلزات وأيونات اللافلزات، واشرح سبب هذا الاختلاف.

119. ما العناصر الانتقالية؟

120. اكتب اسم العنصر الذي تنطبق عليه الخواص الآتية ورمزه:

a. هالوجين له ثاني أقل كتلة.

b. شبه فلز له أقل رقم دورة.

c. العنصر الوحيد في المجموعة 16 الموجود في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة.

d. الغاز النبيل الذي له أكبر كتلة.

e. لافلز في المجموعة 15 صلب عند درجة حرارة الغرفة.

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

121. **الجذور الحرة** يعتقد الكثير من الباحثين أن الجذور الحرة هي المسؤولة عن الشيخوخة ومرض السرطان. ابحث في موضوع الجذور الحرة وتأثيراتها، والإجراءات التي يمكن اتخاذها لمنعها.

122. **نمو البلورات** يمكن تحضير بلورات المركبات الأيونية وزيادة حجمها في المختبر. ابحث في طريقة نمو هذه البلورات، وصمّم تجربة لعمل ذلك في المختبر.

أسئلة المستندات

المحيطات قام العلماء في جزء من التحاليل الخاصة بالمحيطات، بتلخيص البيانات المتعلقة بالأيونات كما في **الجدول 16–3**.

الجدول 16-3 الأيونات الاثنا عشر الأكثر شيوعًا في البحار

الأيون	التركيز (mg/dm^3)	النسبة المئوية بالكتلة (من إجمالي المواد الصلبة المذابة)%
Cl^-	19,000	55.04
Na^+	10,500	30.42
SO_4^{2-}	2655	7.69
Mg^{2+}	1350	3.91
Ca^{2+}	400	1.16
K^+	380	1.10
CO_3^{2-}	140	0.41
Br^-	65	0.19
BO_3^{3-}	20	0.06
SiO_3^{2-}	8	0.02
Sr^{2+}	8	0.02
F^-	1	0.003

123. بيّن الأيونات الموجبة والسالبة الواردة في الجدول أعلاه.

124. مثّل بيانيًا بالأعمدة تركيز كل أيون، مبينًا صعوبات القيام بهذا العمل.

125. لا يعد كلوريد الصوديوم المركب الوحيد الذي يتم الحصول عليه من مياه البحار. تعرّف أربعة مركبات أخرى للصوديوم يمكن الحصول عليها من ماء البحر، ثم اكتب اسم كل منها وصيغته.

115. لأن طاقة الشبكة البلورية هي الطاقة التي تنتج عند تكوين الروابط الأيونية.

مسألة تحفيز

116. Be عنصر من المجموعة 2 يكوّن أيونًا شحنته 2+.

Al عنصر من المجموعة 13 يكوّن أيونًا شحنته 3+.

O عنصر المجموعة 16 يكوّن أيونًا شحنته 2–.

هناك إلكترونان تم فقدهما من ذرة بريليوم واحدة، وستة إلكترونات تم فقدها من ذرتي ألومنيوم. 4 ذرات أكسجين اكتسبت 8 إلكترونات، إلكترونان لكل ذرة أكسجين. الأيونات الموجبة تتجاذب مع الأيونات السالبة لتكوّن مركبًا متعادل الشحنة.

مراجعة تراكمية

117. الكلور.

118. تفقد الفلزات الإلكترونات لتكوّن الأيونات الموجبة. أما اللافلزات فتكسب الإلكترونات لتكوّن الأيونات السالبة، وكلتاهما تكوّن الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار.

119. عناصر الفئة d من الجدول الدوري.

120. a. الكلور، Cl

b. البورون، B

c. الأكسجين، O

d. الرادون، Rn

e. الفوسفور، P

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

121. ستتنوع الإجابات، ولكن على الطلاب مناقشة أثر الأكسدة والاختزال (اكتساب الإلكترونات أو فقدها) في تكوين الجذور الحرة (Free radicals) مثل مضادات الأكسدة، و فيتامين E، وفيتامين C.

122. ستتنوع الإجابات ، ولكن على الطلاب التحدث عن استخدام المحاليل فوق المشبعة، وأن تبخر الماء منها يسمح للبلورات أن تنمو بحجم أكبر مع الزمن.

أسئلة المستندات

123. الأنيونات (الأيونات السالبة): كلوريد Cl^-، كبريتات SO_4^{2-}، كربونات CO_3^{2-}، بروميد Br^-، بورات BO_3^{3-}، سليكات SiO_3^{2-}، فلوريد F^-. الكاتيونات (الأيونات الموجبة): الصوديوم Na^+ ، الماغنسيوم Mg^{2+}، الإسترانشيوم Sr^{2+}، الكالسيوم Ca^{2+}، البوتاسيوم K^+.

124. يجب أن تستند مخططات الأعمدة إلى نتائج البيانات في الجدول 16–3. هناك صعوبة في رسم المنحنى البياني بسبب الفروق الكبيرة في النتائج، فبعض النتائج صغيرة جدًّا، وبعضها الآخر كبير جدًّا.

125. على الطلاب تعرُّف أربعة من المركبات الآتية: كلوريد الصوديوم NaCl، كبريتات الصوديوم Na_2SO_4، كربونات الصوديوم Na_2CO_3، بروميد الصوديوم NaBr، بورات الصوديوم Na_3BO_3، سليكات الصوديوم Na_2SiO_3، فلوريد الصوديوم NaF.

أسئلة الاختيار من متعدد

1. b
2. c
3. a
4. d
5. b
6. b

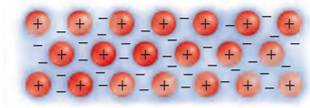
أسئلة الإجابات القصيرة

7. d

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

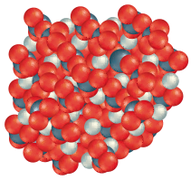
استعن بالشكل الآتي للإجابة عن السؤال 1



1. أي الأوصاف الآتية ينطبق على النموذج الذي يظهر في الشكل أعلاه؟
   a. الفلزات مواد لامعة وقادرة على عكس الضوء.
   b. الفلزات جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.
   c. المركبات الأيونية قابلة للطرق.
   d. المركبات الأيونية جيدة التوصيل للحرارة والكهرباء.
2. العبارة التي لا تنطبق على أيون Sc^{3+} هي أنه:
   a. له توزيع إلكتروني يشبه التوزيع الإلكتروني للأرجون Ar.
   b. عبارة عن أيون عنصر الإسكانديوم بثلاث شحنات موجبة.
   c. يعد عنصرًا مختلفًا عن ذرة Sc المتعادلة.
   d. تم تكوينه بإزالة إلكترونات التكافؤ من Sc.
3. أي الأملاح الآتية تحتاج إلى أكبر مقدار من الطاقة لكسر الروابط الأيونية فيها؟
   a. $BaCl_2$ c. NaBr
   b. LiF d. Kl
4. تتعلق جميع خواص كلوريد الصوديوم NaCl الآتية بقوة روابطه الأيونية ما عدا:
   a. صلابة البلورة.
   b. ارتفاع درجة الغليان.
   c. ارتفاع درجة الانصهار.
   d. انخفاض القابلية للذوبان.
5. ما الصيغة الكيميائية الصحيحة لمركب كبريتات الكروم III؟
   a. Cr_3SO_4
   b. $Cr_2(SO_4)_3$
   c. $Cr_3(SO_4)_2$
   d. $Cr(SO_4)_3$
6. أي رسوم مربعات المستويات لعنصر الفناديوم في الشكل أدناه يعد صحيحًا؟
   a.
   b.
   c.
   d.

أسئلة الإجابات القصيرة

استعن بالشكل أدناه للإجابة عن السؤال 7.



7. أيّ حالات المادة يمثّلها هذا الشكل؟
   a. الصلبة؛ لأن الدقائق متراصة جدًّا.
   b. السائلة؛ لأن الدقائق تستطيع الحركة بسهولة وحرية.
   c. الصلبة؛ لأن للنموذج شكلاً ثابتًا محددًا.
   d. السائلة؛ لأن الدقائق تتحرك بعضها فوق بعض.

اختبار مقنن

استعن بقائمة العناصر أدناه للإجابة عن الأسئلة 8 – 12.

a. صوديوم

b. كروم

c. بورون

d. أرجون

e. كلور

8. ما العنصر الذي ينتهي مداره الأخير بالمستوى الثانوي s؟

9. أي هذه العناصر له سبعة إلكترونات تكافؤ؟

10. أيها يعد عنصرًا انتقاليًّا؟

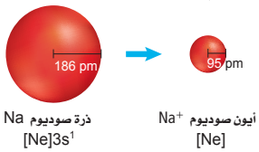
11. أي العناصر له التركيب الإلكتروني الآتي: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$؟

12. أيها غاز نبيل؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

13. ما العلاقة بين التغير في نصف قطر الذرة والتغير في البناء الذري عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الجدول الدوري؟

استعن بالرسوم أدناه للإجابة عن السؤال 14.



14. ما العلاقة بين التغير في نصف قطر الأيون والتغيرات التي تحدث عند تكوّن الأيون من ذرته المتعادلة عبر الجدول الدوري؟

8. a

9. e

10. b

11. e

12. d

أسئلة الإجابات المفتوحة

13. يقل نصف القطر الذري عمومًا عند التدرج في الدورة الواحدة؛ بسبب زيادة الشحنة الموجبة في النواة التي تعمل على جذب إلكترون المستوى الأخير، ويزداد نصف القطر الذري في المجموعة الواحدة بسبب تكون مدار جديد حول النواة. زيادة الشحنة الموجبة في النواة غير كافية للتغلب على هذا التأثير.

14. يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة المتعادلة إلكترونات التكافؤ للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر المشابه للغاز النبيل. نصف قطر الأيون أصغر من نصف قطر الذرة المتعادلة؛ لأن جميع إلكترونات التكافؤ قد فقدت.

المخطط التنظيمي للفصل 4: الروابط التساهمية Covalent Bonding

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

القسم	أهداف القسم
4-1 الرابطة التساهمية **الفكرة الرئيسة** **تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية.**	1. يطبق قاعدة الثمانية على الذرات التي تكوّن روابط تساهمية. 2. يصف كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية، والثنائية والثلاثية. 3. يقارن بين روابط سيجما وروابط باي . 4. يربط بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها.
4-2 تسمية الجزيئات **الفكرة الرئيسة** **تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية، والأحماض الثنائية الذرات، والأحماض الأكسجينية.**	1. يترجم الصيغ الجزيئية إلى أسماء للمركبات الجزيئية الثنائية الذرات. 2. يسمّي المحاليل الحمضية.
4-3 التراكيب الجزيئية **الفكرة الرئيسة** **توضح الصيغة البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء.**	1. يعدّد الخطوات الرئيسة لرسم تركيب لويس. 2. يشرح لماذا يحدث الرنين؟ وتحدد تراكيبه. 3. يحدّد ثلاث حالات لجزيئات تشذ عن قاعدة الثمانية، وتسمي هذه الجزيئات.
4-4 أشكال الجزيئات **الفكرة الرئيسة** **يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.**	1. يلخص مفهوم نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR. 2. يتوقع الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء. 3. يعرّف التهجين.
4-5 الكهروسالبية والقطبية **الفكرة الرئيسة** **تعتمد خواص الرابطة على قوة التجاذب بين كل ذرة مع الإلكترونات الموجودة في الرابطة.**	1. يصف كيف تستخدم الكهروسالبية لتحديد نوع الرابطة. 2. يقارن بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية، والجزيئات القطبية وغير القطبية. 3. يعمّم خواص المركبات ذات الروابط التساهمية.

د م دون المستوى.	**ض م** ضمن المستوى.	**ف م** فوق المستوى .	**تعلم تعاوني**

الزمن المقترح للتدريس - الفصل 4/ الروابط التساهمية (14 حصة)						
القسم	4-1	4-2	4-3	4-4	4-5	التقويم
عدد الحصص	2	2	3	3	3	1

مصادر تقويم التعلم	المواد الإثرائية الداعمة	المواد والأدوات المختبرية
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 123 ماذا قرأت؟ ص 121، 122، 124 تقويم القسم، ص 125	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 96 ض م شريحة التركيز رقم 11 د م	**تجربة استهلالية** صفحة 117 مناديل ورق، كأس ورقية، سيليكات الصوديوم 20 ml، ملون طعام، إيثانول 10 ml. **الزمن** 10 دقائق **عرض سريع صفحة 118**: بندول، خيط مطاطي، كرة مطاطية. **الزمن** 5 دقائق. **تجربة صفحة 120**: قلم تخطيط، طبق ألومنيوم، سخان كهربائي، بلورات سكر، بلورات ملح، شمع برافين **الزمن** 20 دقيقة
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 127،129 ماذا قرأت؟ ص 127 تقويم القسم، ص 130	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 97 ض م شريحة التركيز رقم 12 د م شريحة مهارات الرياضيات رقم 5 ض م	**عرض توضيحي** صفحة 126 شريط ماغنسيوم، لفة كبريت، ملاقط، عبوة فلزية كبيرة، ملعقة احتراق، لهب بنزن. **الزمن** 10 دقائق **عرض سريع** صفحة 128 ماء مقطر، كاشف بروموثايمول الأزرق.
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 135، 136 ماذا قرأت؟ ص 137 تقويم القسم، ص 139	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 98 ض م شريحة التركيز رقم 13 د م شريحة التعليم رقم 12 ض م	**مختبر الكيمياء** صفحة 151 مجموعة النماذج الجزيئية (الكرات والوصلات). **الزمن** 45 دقيقة
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 142 ماذا قرأت؟ ص 141 تقويم القسم، ص 143	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 99 ض م شريحة التركيز رقم 14 د م شريحة التعليم رقم 13 ض م	**عرض سريع** صفحة 140 بالونات مختلفة الأحجام. **الزمن** 15 دقيقة
متابعة التقدم تقويم بنائي، ص 146، 149 ماذا قرأت؟ ص 145، 146 تقويم القسم ص 149 تقويم ختامي تقويم الفصل، ص 154	**كراسة الملاحظات التفاعلية** ض م **مصادر الفصول** دليل مراجعة الفصل ص 100 ض م شريحة التركيز رقم 15 د م شريحة التعليم رقم 14 ض م شريحة مهارات الرياضيات رقم 6 ض م	**عرض سريع** صفحة 144 مسطرة بلاستيكية، قطعة صوف أو حرير، سحاحة، مذيب، دهان. **الزمن** 5 دقائق **عرض سريع** صفحة 147 ميثانول 100 ml، ميثانول 100 ml، أيزوبروبانول، الأسيتون، صبغة رتشادرت، أربعة أوعية **الزمن** 5 دقائق

الفصل 4

الفكرة العامة

الإلكترونات التساهمية

لتقديم الفكرة العامة لهذا الفصل، اطلب إلى الطلاب رسم نموذج لويس النقطي لذرات الهيدروجين والأكسجين، واسألهم: ما عدد الإلكترونات الإضافية التي تحتاج إليها ذرة الهيدروجين لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه لغاز الهيليوم؟ 1 إلكترون. وما عدد الإلكترونات الإضافية التي تحتاج إليها ذرة الأكسجين لتحصل على الترتيب الإلكتروني المشابه لغاز النيون؟ إلكترونين إضافيين. ثم اسأل: كيف يمكن أن يتَّحد الهيدروجين والأكسجين لتكوين الماء H_2O؟ يجب أن يتشاركا في الإلكترونات حيث تشترك كل ذرة هيدروجين منهما بإلكترون واحد مع ذرة من الأكسجين.

الربط مع المعرفة السابقة

اطلب إلى الطلاب مراجعة المفاهيم الآتية قبل دراسة هذا الفصل:

التركيب الذري
التوزيع الإلكتروني
تدرج خواص العناصر
الرابطة الأيونية

استعمال الصورة

تكوين العلاقات

توضح الصور في مقدمة هذا الفصل طرائق مختلفة لوصف جزيء الماء، مثل: نموذج لويس، نموذج الكرة والعصا، النموذج الفراغي، مجموعة جزيئات الماء في قطرة ماء. اطلب إلى الطلاب أن يصفوا الاختلافات بين الطرائق السابقة في عرض الجزيء. ستتنوع الإجابات، ولكنها يجب أن تركز على الأهداف التي يخدمها كل نموذج.

تجربة استهلالية

ما نوع المركب المستخدم لعمل كرة مميزة؟

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

خطوات العمل

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

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

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

تحليل النتائج

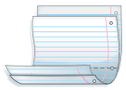
1. **صف** خواص الكرة التي شاهدتها.
2. **قارن** بين الخواص التي شاهدتها وخواص المركب الأيوني.

استقصاء ما عدد الإلكترونات التي يحتاج إليها كل من السليكون والأكسجين للوصول إلى حالة الثمانية؟ وإذا كانت كلتا الذرتين بحاجة إلى اكتساب الإلكترونات فكيف يكونان رابطة معًا؟

المطويات منظمات الأفكار

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

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



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

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

المطويات **استعمل هذه المطوية في القسم 1–4،** ولخص ما تعلمته عن خواص الروابط، وكيف يؤثر ذلك في خواص المركب الكيميائي؟

الكيمياء يتم الهواتف الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:
www.obeikaneducation.com

تحليل النتائج

1. تفقد الكرة شكلها عند تركها فترة طويلة، ولكنها ستكون قادرة على الارتداد عند تشكيلها في صورة كرة، وعندما تجفُّ الكرة تصبح هشة وتتفتت.
2. تكوّن المركبات الأيونية بلورات تذوب في الماء ولها درجات انصهار مرتفعة، بينما يتم تصنيع الكرة من مادتين سائلتين عند درجة حرارة الغرفة، وتكون قادرة على الارتداد، ولا تذوب في الماء، وتفقد شكلها عند تركها فترة من الزمن.

الاستقصاء

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

تجربة استهلالية

الهدف يبني الطلاب بوليمر من سيليكات الصوديوم والإيثانول قادرًا على الارتداد عن الأرض عند تشكيله في صورة كرة .

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة في المختبر قبل بدء العمل، وراجع مع الطلاب احتياطات السلامة الخاصة بالإيثانول وسليكات الصوديوم قبل إجراء التجربة. فالإيثانول سريع الاشتعال، وكذلك البخار الناتج عنه قابل للانفجار. لذا توخ الحذر وتأكد أن في منطقة العمل تهويه جيدة، أو اطلب إليهم العمل في خزانة طرد الغازات. كما أن سليكات الصوديوم شديدة القلوية وتسبب تهيُّج الجلد، لذا ينبغي على الطلاب وضع النظارات الواقية ولبس القفازات عند التعامل مع البوليمر.

التخلص من النفايات غلّف الكمية الزائدة من الناتج في ورقة تنشيف؛ وضعها في صندوق أو كيس من البلاستيك وأغلقه بإحكام، ثم تخلَّص منه في المكان المعد للتخلص من المواد الكيميائية والمواد الخطرة.

استراتيجيات التدريس

- اطلب إلى المجموعات استعمال كميات مختلفة من الإيثانول عند صنع الكرة، تتراوح بين 5ml إلى 15ml. واطلب إليهم ملاحظة تأثير ذلك في النتيجة، وصياغة فرضية عن السبب.
- يمكن أن تصبح الكرة هشة وتتفتت. لذا اطلب إلى الطلاب تحديد سبب ذلك.

النتائج المتوقعة على الطلاب أن يتمكنَّوا من تشكيل كرة قادرة على الارتداد. وقد تكون الكرة الناتجة هشَّة وقابلةً للتفتت، ولكن يمكن إعادة تشكيلها باليد بعد ارتداء القفازات.

4-1

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (11) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: د م

www.obeikaneducation.com

الفكرة الرئيسة

الرابطة التساهمية ارسم نموذج لويس لكلٍّ من الفلور والكلور والأكسجين والكبريت والبروم على السبورة. واطلب إلى الطلاب تحديد أماكن هذه العناصر في الجدول الدوري وتعرف الخصائص المشتركة فيما بينها. جميعها لا فلزات، وتكتسب إلكترونات لتكوّن الأيونات السالبة. إذا اتحدت اثنتان من هذه الذرات لتكوين مركب ما فماذا يجب أن يحدث لوصولهما إلى حالة الثمانية؟ يجب أن تتشاركا في الإلكترونات. ارسم تركيب لويس للكربون على السبورة، واعرض على الطلاب نموذجًا لذرة الكربون من مجموعة النماذج الجزيئية (الوصلات والكرات)، ووضح من خلالهما الأماكن الأربعة التي يمكن للكربون أن يشكّل من خلالها روابط تساهمية مفردة. وضع ذرة هيدروجين على كل واحد من هذه الأماكن. واسأل: ما الذي يمثله الشكل؟ يمثل الشكل الإلكترونات المشتركة بين ذرة الكربون المركزية، وذرات الهيدروجين الجانبية الأربع في جزيء CH_4. ض م

2. التدريس

عرض سريع

طاقة الوضع استعمل هذا العرض للربط بين طاقة الوضع وحالة الاستقرار. اصنع بندولًا من كرة مطاطية وخيط أو زنبرك، واسأل: في أيِّ موضع يكون للبندول أكبر طاقة وضع؟ عندما يُسحب البندول إلى أقصى ارتفاع جانبي. وفي أيِّ موضع يكون له أقل طاقة وضع؟ عندما يكون البندول في وضع مستقيم في اتجاه الأسفل. وضِّح للطلاب أن أقلَّ طاقة وضع تحدث عندما يصل البندول إلى أخفض نقطة في أثناء حركته. واطلب إليهم أن يلاحظوا أن البندول في نهاية المطاف سيتوقف في الموضع الذي له أدنى طاقة وضع، ثم اربط بين الأماكن التي تكون فيها طاقة الوضع للبندول أكبر ما يمكن، وحالة عدم الاستقرار. ض م

4–1

الرابطة التساهمية The Covalent Bond

الأهداف

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

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية القوة التي تربط ذرتين معًا.

المفردات الجديدة

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

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

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

ما الرابطة التساهمية؟ What is a covalent bond

تتشارك بعض الذرات بالإلكترونات ليستقر توزيعها الإلكتروني. فكيف يحدث ذلك؟ وهل هناك طرائق مختلفة تتيح المشاركة بالإلكترونات؟ وكيف تختلف خواص هذه المركبات عن المركبات التي تتكون من الأيونات؟

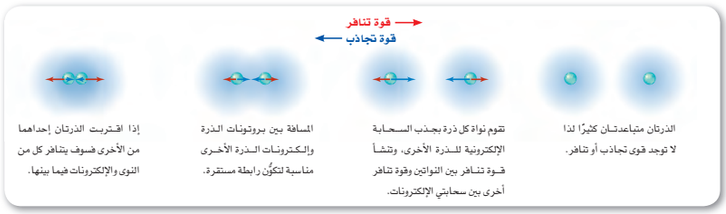
الإلكترونات المشتركة تتشارك الذرات في المركّبات غير الأيونية في الإلكترونات، كما في **الشكل 1–4**. وتسمى الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلًّا من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكترونات أو أكثر **الرابطة التساهمية**. ويتكون **الجزيء** عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية. وتعد الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة جزءًا من إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لكلتا الذرتين المشتركتين. وعادة ما تتكون الروابط التساهمية بين ذرات اللافلزات المتجاورة في الجدول الدوري.

تكوّن الروابط التساهمية تتكون الجزيئات الثنائية الذرات– ومنها الهيدروجين (H_2) والنيتروجين (N_2)، والأكسجين (O_2)، والفلور (F_2)، والكلور (Cl_2)، والبروم (Br_2)، واليود (I_2) – عندما تتشارك ذرتان من نفس العنصر في إلكترونات التكافؤ، حيث أن الجزيء المكون من ذرتين أكثر استقرارًا من الذرة في حالتها الفردية.

الشكل 1–4 تتكون كل قطرة ماء من جزيئات يحتوي كل منها على ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين واحدة، وترتبط فيما بينها برابطة تساهمية.
وتتشكل القطرة بحسب القوى بين الجزيئية.

دفتر الكيمياء

اطلب إلى الطلاب البحث في شبكة الإنترنت ومصادر المعرفة الأخرى لكتابة ملخص قصير عن خواص الروابط التساهمية. ض م

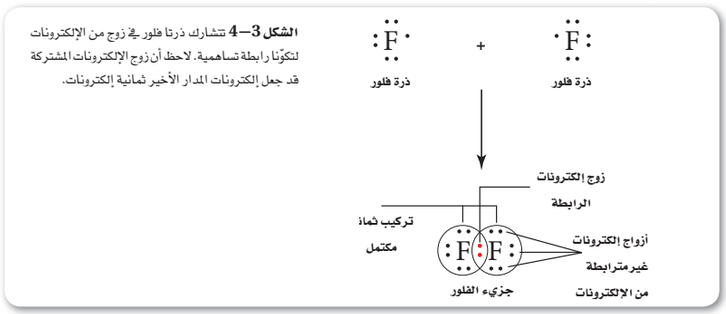


وباسـتعراض الفلور نجد أن له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$، حيث لكل ذرة فلور سبعة إلكترونـات تكافـؤ، وتحتـاج إلى إلكـترون واحد لتصـل إلى الحالـة الثمانيـة. وعندما تقترب ذرتـا فلـور تحت تأثير العديد من القوى –كما في **الشكل 2–4**– تتولد قوتـا تنافر تؤثران في الذرات، إحداهما بين إلكترونات الذرتين، والأخرى بين بروتونات الذرتين أيضًا. كما تنشـأ أيضًـا قوة تجاذب بين بروتونات إحدى الذرتين وإلكترونـات الذرة الأخرى. وكلما اقتربت ذرات الفلـور بعضهـا من بعـض زادت قوة التجاذب بين بروتونـات أحدها مع إلكترونات الأخـرى إلى أن تصـل إلى نقطـة تكـون عندها محصلة قـوى التجاذب أكبر مـن محصلة قوى التنافـر، وعندئذٍ ترتبـط الذرتان برابطة تسـاهمية، ويتكون الجزيء. أمـا إذا اقتربت الذرتان إحداهما من الأخرى أكثر من ذلك فسوف تتغلب قوى التنافر على قوى التجاذب.

يحدث الترتيب الأكثر استقرارًا والأمثل للذرات في الرابطة التساهمية عند أفضل مسافة بين نـواتي الذرتين. حيث تصبـح محصلة قوى التجاذب عند هذه النقطـة أكبر من محصلة قوى التنافر. يوجد الفلور على شكل جزيئات ثنائية الذرات؛ لأن مشاركة زوج من الإلكترونات يعطـي كل ذرة فلـور التوزيع الإلكتروني الشـبيه بالتوزيع الخاص بالغـاز النبيل. ويوضح **الشـكل 3–4** أن لكل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجًا واحدًا من الإلكترونات المشتركة، وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المترابطة التي لا تشارك في تكوين الرابطة.

الشـكل 2–4 تبيـن الأسـهم في الأشكال أدناه محصلـة قوى التجاذب والتنافر بين ذرتـي فلور عندما تقترب إحداهمـا مـن الأخـرى. إن القـوة الإجماليـة بـين الذرتين هـي محصلة قـوى التنافر بـين إلكـترون وإلكترون، والتنافـر بـين نـواة ونـواة، والتجاذب بين نـواة وإلكـترون. وتتكـون الرابطة التساهميـة عندما تكـون محصلة قوى التجاذب أعلى ما يمكن.

اربط كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟



الشكل 3–4 تتشارك ذرتا فلور في زوج من الإلكترونات لتكوّنا رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.

دفتر الكيمياء

لماذا تتشكّل الروابط التساهمية؟ اطلب إلى الطلاب كتابة فقرة يشرحون فيها لماذا تتكون رابطة تساهمية بين ذرة الكلور وذرة الفلور؟ ض م

إجابة سؤال الشكل 2–4

تتكون رابطة مستقرة عندما تكون محصلة قوة التجاذب أكبر ما يكون.

التعلُّم البصري

الشكل 2–4 اطلب إلى الطلاب تأمُّل الشكل ومناقشة كيفية التغير في طاقة الوضع عند اقتراب ذرتي فلور إحداهما من الأخرى، على أساس قوى التجاذب وقوى التنافر. تتكون الرابطة عند نقطة معيّنة، حيث تكون عندها قوى التجاذب وقوى التنافر متساوية، أما إذا كانت قوى التنافر أكبر فلا تتكون الرابطة وتبقى الذرتان منفصلتين. ض م

تطوير المفهوم

طبيعة الإلكترون على الطلاب أن يفهموا أن الإلكترونات جميعها متماثلة مهما كان نوع الذرة، أو مجال الطاقة الذي يوجد فيه الإلكترون، ويفهموا أيضًا أن الإلكترونات في السحابة الإلكترونية ليست ثابتة؛ فهي تتحرك بسرعة تقارب سرعة الضوء، ومع ذلك تكون في حالة تجاذب مع النواة ذات الشحنة الموجبة، وعندما تتكون الرابطة التساهمية فإن كلتا الذرتين تساهمان في القوة التي تجذب الإلكترونات. لذا فإن هذه الإلكترونات لا تمتلكها ذرة مفردة بل تشترك بها الذرتان معًا.

التعزيز

التمثيل النقطي راجع ما درسته عن التمثيل النقطي (تركيب لويس) في الفصل 3، وأشر إلى أنه يمكن تمثيل الرابطة التساهمية بطرائق متعددة.

تجربة

الهدف يقارن الطلاب بين درجات انصهار المركّبات التساهمية ودرجات انصهار المركّبات الأيونية.

المهارات العملية المشاهدة والاستنتاج، التصنيف، المقارنة، تفسير البيانات.

احتياطات السلامة اطلب إلى الطلاب الاطلاع على تعليمات السلامة في المختبر قبل البدء في العمل، ولا تستنشق الغازات المنبعثة من المواد، وتأكد أن منطقة العمل ذات تهوية جيدة، أو اطلب إلى الطلاب العمل في خزانة طرد الغازات.

التخلص من النفايات انزع الغطاء بحذر، وضعه في وعاء النفايات.

استراتيجيات التدريس ينبغي أن يعمل الطلاب في مجموعات لإتمام هذه التجربة، ويمكن أن تحل شمعة محل لهب بنزن.

نتائج متوقعة:

- ينصهر شمع البارافين أولًا.
- ينصهر السكر ثانيًا ثم يحترق.
- لا ينصهر كلوريد الصوديوم.

تحليل النتائج

1. ينصهر البارافين أولًا، أمّا بلورات الملح فلا تنصهر.
2. البارافين: منخفضة، السكر: متوسطة، بلورات الملح: مرتفعة جدًّا.
3. روابط أيونية: الملح.
   روابط تساهمية: البارافين والسكر.
4. درجات انصهار المركبات الأيونية أعلى من درجات انصهار المركبات التساهمية.

تجربة

مقارنة درجات الانصهار

كيف يمكن تحديد العلاقة بين نوع الرابطة ودرجة الانصهار؟ تعتمد خواص المركب على نوع الرابطة، إذا كانت أيونية أو تساهمية.

خطوات العمل

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

تحذير: تعامل بحذر عند تسخين الوعاء.

5. احصل من معلمك على عينات من كل من بلورات السكر ($C_{12}H_{22}O_{11}$)، وبلورات الملح (NaCl)، وشمع البارافين ($C_{23}H_{48}$)، وضعها في الأخاديد على الترتيب.
6. توقع الترتيب الذي ستنصهر به المركبات عند تسخينها.
7. أدر مفتاح التسخين عند أعلى درجة حرارة واطلب إلى أحد الزملاء البدء في قياس زمن التسخين مستخدمًا ساعة إيقاف.
8. راقب المركبات في أثناء فترة التسخين، وسجل أيّها ينصهر أولًا، ووفق أي ترتيب.
9. أغلق جهاز التسخين بعد انقضاء 5 دقائق، وارفع الطبق بالملاقط أو القفازات الخاصة بذلك.
10. دع الطبق حتى يبرد ثم تخلص منه بالطريقة الصحيحة.

تحليل النتائج

1. اذكر أي المركبات انصهر أولًا؟ وأيها لم ينصهر؟
2. طبّق استنادًا إلى النتائج والمشاهدات، صف درجة انصهار كل مادة صلبة باستخدام أحد الخواص الآتية: منخفضة، متوسطة، مرتفعة، مرتفعة جدًّا.
3. استنتج أي المركبات يحتوي على روابط أيونية، وأيها يحتوي على روابط تساهمية؟
4. لخص كيف يؤثر نوع الرابطة في درجة انصهار المركبات؟

الروابط التساهمية الأحادية Single Covalent Bonds

عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين رابطة، كما في جزيء الهيدروجين تعرف هذه الرابطة باسم الرابطة التساهمية الأحادية. وعادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك بزوج إلكترونات الرابطة. وفي حال جزيء الهيدروجين المبين في **الشكل 4–4** تقوم كل ذرة هيدروجين بجذب زوج إلكترونات الرابطة بالمقدار نفسه. لذا ينتمي كلا الإلكترونين المشتركين إلى كل من الذرتين في الوقت نفسه، مما يعطي كل ذرة هيدروجين في الجزيء التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل $1s^2$، فيصبح جزيء الهيدوجين أكثر استقرارًا من أي ذرة من ذرات الهيدروجين المنفردة.

يوضح التمثيل النقطي للإلكترونات تركيب لويس **Lewis structure** ترتيب إلكترونات التكافؤ في الجزيء، حيث يمثل كل خط أو زوج من النقط العمودية رابطة تساهمية واحدة. فعلى سبيل المثال، يمكن كتابة جزيء الهيدورجين هكذا H–H أو H:H.

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

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية

تضم الهالوجينات – عناصر المجموعة 17– ومنها الفلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات. لذا تكوّن ذرات عناصر المجموعة 17 رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها الكربون. وكما سبق، فقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية مع ذرات من النوع نفسه. فعلى سبيل المثال، يوجد الفلور على صورة F_2، والكلور على صورة Cl_2.

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تشترك بإلكترونين وتكوّن رابطتين تساهميتين. فالأكسجين أحد عناصر المجموعة 16 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2\,2s^2\,2p^4$، حيث يدخل الأكسجين في تركيب الماء الذي يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. ويصبح لكل ذرة هيدروجين التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل نفسه عندما تشارك في إلكترون مع ذرة الأكسجين، كما يصبح لذرة الأكسجين التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل (نيون) عندما تتشارك في إلكترون واحد مع كل ذرة هيدروجين. ويوضح **الشكل 5a–4** تركيب لويس لجزيء الماء. لاحظ أن لذرة الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المترابطة.

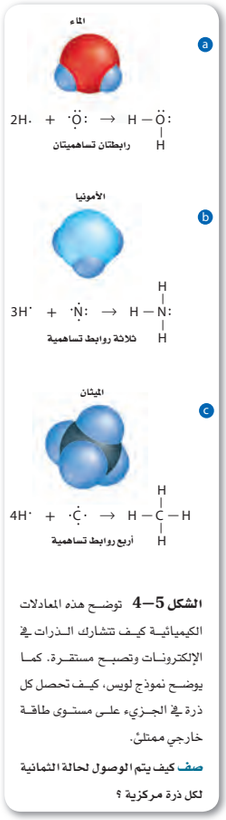
المجموعة 15 و الروابط التساهمية الأحادية

تستطيع عناصر المجموعة 15 أن تكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات. فالنيتروجين من عناصر المجموعة 15 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2\,2s^2\,2p^3$. ولغاز الأمونيا (النشادر) NH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية، حيث ترتبط ثلاثة إلكترونات من النيتروجين بثلاث ذرات من الهيدروجين تاركةً زوجًا وحيدًا من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة النيتروجين. ويوضح **الشكل 5b–4** نموذج لويس لجزيء الأمونيا. ويستطيع النيتروجين أيضًا تكوين مركبات مشابهة للأمونيا عند اتحاده بذرات عناصر المجموعة 17، مثل NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين وثلاثي كلوريد النيتروجين NCl_3، وثلاثي بروميد النيتروجين NBr_3. وتتشارك كل ذرة من عناصر المجموعة 17 مع ذرة نيتروجين من خلال زوج واحد من الإلكترونات.

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع عناصر المجموعة 14 أن تكوّن أربع روابط تساهمية. ويتكون جزيء الميثان CH_4 عندما ترتبط ذرة كربون واحدة بأربع ذرات هيدروجين. وللكربون –وهو عنصر في المجموعة 14– التوزيع الإلكتروني $1s^2\,2s^2\,2p^2$، وبواقع أربعة إلكترونات تكافؤ. لذا يحتاج الكربون إلى أربعة إلكترونات ليصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابه للغازات النبيلة. لذا، عندما يتحد الكربون بالذرات الأخرى يكون أربع روابط. ولأن الهيدروجين، من عناصر المجموعة الأولى، وله إلكترون تكافؤ واحد فإن ذرة الكربون تحتاج إلى أربع ذرات هيدروجين للحصول على أربعة إلكترونات تحتاج إليها. ويوضح **الشكل 5c–4** تركيب لويس للميثان. كذلك يكوّن الكربون أربع روابط تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها عناصر المجموعة 17.

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



الشكل 5–4 توضح هذه المعادلات الكيميائية كيف تتشارك الذرات في الإلكترونات وتصبح مستقرة. كما يوضح نموذج لويس، كيف تحصل كل ذرة في الجزيء على مستوى طاقة خارجي ممتلئ.

صف كيف يتم الوصول لحالة الثمانية لكل ذرة مركزية ؟

إجابة سؤال الشكل 5–4

الماء: تحصل الذرة المركزية على إلكترونين من كل رابطة مع الهيدروجين وزوجين من الإلكترونات غير المرتبطة. الأمونيا: إلكترونان من كل رابطة مع الهيدروجين وزوج واحد من الإلكترونات غير المرتبطة. الميثان: إلكترونان من كل رابطة مع الهيدروجين.

بناء نموذج

تراكيب لويس أعط كل طالب 4 بطاقات يمكن قصها إلى نصفين، لتكوّن ثماني قطع. واطلب إليهم كتابة التمثيل النقطي للإلكترونات على هذه البطاقات لكل مما يلي: بطاقة للكربون C، اثنتان للهيدروجين H، واحدة للكبريت S، وأربع بطاقات للفلور F، ثم أخبر الطلاب أنهم سيستعملون هذه البطاقات لربط أزواج الإلكترونات غير المترابطة لذرة ما مع الإلكترونات غير المترابطة لذرات أخرى من أجل تشكيل روابط تساهمية أحادية. واطلب إليهم بناء نماذج المركبين CF_4 و H_2S. **د م**

ماذا قرأت؟ تُوضَّحُ الروابط التساهمية باستعمال الشرطة (–) أو النقطتين الرأسيتَّين (:).

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى أحضر شفافية بلاستيكية، وارسم عليها دوائر لتمثل ذرات بعض العناصر. واستعمل كل دائرة لتمثل ذرة عنصر ما، واكتب التمثيل النقطي للإلكترونات عليها، واعرض على الطلاب ذرتي فلور F، واسأل: ماذا تحتاج كل ذرة لتصل إلى حالة الاستقرار؟ إلكترون واحد. ضع الدائرتين بشكل متداخل حتى تحصل كل ذرة فلور F على ثمانية إلكترونات، ثم اسأل: ما عدد الإلكترونات التي حصلت عليها كل ذرة؟ ثمانية. أخبر الطلاب أن الإلكترونات المشتركة تكوّن رابطة تساهمية. ثم اعمل تداخلًا بصورة جزئيَّة بين ذرتي هيدروجين H وذرة أكسجين O، واسأل: ما عدد إلكترونات ذرة الأكسجين O؟ ثمانية. وما عدد إلكترونات كل ذرة هيدروجين H؟ اثنان. ثم اسأل: هل أصبحت ذرة H مستقرة بوجود إلكترونين؟ نعم؛ لأن لها توزيعًا إلكترونيًّا مشابهًا لغاز He النبيل. وأخيرًا اسأل: ما عدد الروابط التي تشكّلت؟ اثنتان من الروابط التساهمية الأحادية. **د م**

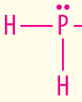
مثال في الصف

سؤال سلينيد الهيدروجين H_2Se عبارة عن غاز سام وله خواص شبيهة بخواص غاز كبريتيد الهيدروجين. ارسم تركيب لويس لهذا الجزيء.

الإجابة

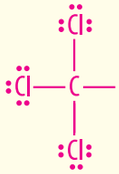
H—Se—H

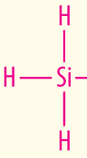
مسائل تدريبية

1. 

2.

3.

4. 

5. 

6. باستعمال العددين 1 و16 لتمثيل ذرات عناصر المجموعتين1 و16 على الترتيب؛ فإنّ الشكل المتكوّن هو:

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

الشكل 6–4 تم حفر الزجاج الخشن الظاهر في الشكل كيميائيًّا باستعمال فلوريد الهيدروجين HF، وهو حمض ضعيف. يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السليكا (أكسيد السليكون)، المكوّن الرئيس للزجاج وينتج عن ذلك SiF_4 والماء.

مثال 1–4

تركيب لويس للجزيء تم عمل الرسوم المبينة في **الشكل 6–4** على الزجاج بالمعالجة الكيميائية (الحفر) لسطح الزجاج بواسطة فلوريد الهيدروجين HF. ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

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

3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

1. PH_3
2. H_2S
3. HCl
4. CCl_4
5. SiH_4
6. **تحفيز** ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.

الرابطة سيجما σ تسمى الروابط التساهمية الأحادية **روابط سيجما**، ويرمز إليها بالحرف الإغريقي σ . وتتكون رابطة سيجما عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما (رأسًا مقابل رأس)، فتزداد الكثافة الإلكترونية في مستوى الربط بين الذرتين.

ويقع مستوى الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها أكبر ما يكون. وتتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مستوى s مع مستوى s آخر أو مستوى p، أو عند تداخل مستوى p مع مستوى p آخر. ولجزيئات الماء H_2O، والأمونيا NH_3، والميثان CH_4 روابط سيجما، كما في **الشكل 7–4**.

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

مشروع الكيمياء

الكيمياء في الطب اطلب إلى الطلاب البحث في مركب بيرفلورو أوكتل بروميد $C_8F_{17}Br$ بوصفه حاملاً صناعيًّا للأكسجين في الدم المصنّع، واطلب إليهم كتابة تقرير حول الطريقة التي ينقل بها هذا المركب الأكسجين إلى الخلايا، ويبينوا الصيغة البنائية للمركب. ما أنواع الروابط التي يحتويها المركب؟ الروابط كلها روابط سيجما (روابط تساهمية أحادية). ما عدد أزواج الإلكترونات التي تساهم فيها ذرات F و C و Br في المركب؟ الكربون يساهم بأربعة أزواج من الإلكترونات ليشكل روابط C–C، وروابط C–F، وروابط C–Br. ويساهم الفلور بزوج واحد من الإلكترونات، كما يساهم البروم بزوج واحد من الإلكترونات أيضًا. ض م

الخلفية النظرية

الأكسجين الاستثنائي تولّد حركة دوران الإلكترونات غير المترابطة حول نفسها في الذرات أو الأيونات خاصية البارامغناطيسية للمواد، أي تأثرها بقوى التجاذب الناتج عن الحقول المغناطيسية الخارجية. وتكون المواد دايا مغناطيسية عند عدم تأثرها بالحقول المغناطيسية، وذلك عندما تكون إلكتروناتها مزدوجة جميعها. وعلى الرغم من أن نموذج لويس وقوة الرابطة لجزيء الأكسجين الثنائي يبيّنان وجود رابطة ثنائية بين ذرتي الأكسجين إلّا أن الأكسجين يظهر خواص غير اعتيادية في المختبر؛ فهو بارامغناطيسي، لأن الإلكترونات المرتبطة بروابط π غير مزدوجة أو متوازية، ولكنها قادرة على الحركة الدورانية.

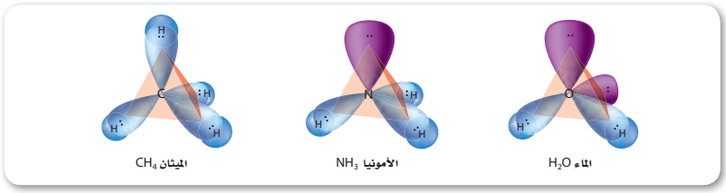
الروابط التساهمية المتعددة Multiple Covalent Bonds

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

الروابط الثنائية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينها. فعلى سبيل المثال، يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات. ويوضح **الشكل 4–8a** أن لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل. لذا تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بإلكترونين، ليصل المجموع إلى زوجين من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينها. ويحتوي النيتروجين N_2 الثنائي الذرات على رابطة تساهمية ثلاثية. ويوضح **الشكل 4–8b** أنّ كل ذرة نيتروجين تشترك بثلاثة إلكترونات لتكون رابطة تساهمية ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى.

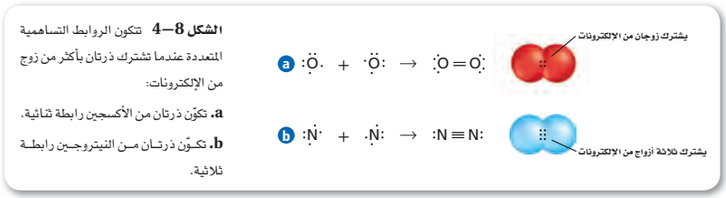
الرابطة باي π تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة **ورابطة باي** واحدة على الأقل، ويرمز إليها بالرمز الإغريقي π. وتتكون هذه الرابطة عندما تتداخل مستويات p الفرعية المتوازية وتشترك في الإلكترونات. وتشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى الخط الذي يمثل مكان اتحاد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



الشكل 4–7 تكونت روابط سيجما في كل من هذه الجزيئات عندما تداخلت مستويات ذرات الهيدروجين الذرية مباشرة (رأسًا مقابل رأس) مع مستويات الذرة المركزية.

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

المطويات
أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.



الشكل 4–8 تتكون الروابط التساهمية المتعددة عندما تشترك ذرتان بأكثر من زوج من الإلكترونات:
a. تكوّن ذرتان من الأكسجين رابطة ثنائية.
b. تكوّن ذرتان من النيتروجين رابطة ثلاثية.

إجابة سؤال الشكل 4–7

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

تطوير المفهوم

مشاركة الإلكترونات تأكد أن الطلاب يفهمون أن المستوى الفرعي يمكن أن يحتوي على إلكترونين فقط في الوقت نفسه. لذا يستطيع المستوى الفرعي الذي يحتوي على إلكترون واحد أن يساهم فقط بهذا الإلكترون مع مستوى فرعي آخر يحتوي إلكترونًا واحدًا. وتتضمن الرابطة التساهمية الثنائية اثنين من المستويات الفرعية التي تساهم بأربعة إلكترونات بين ذرتين، بينما تتضمن الرابطة التساهمية الثلاثية ثلاثة مستويات فرعية تساهم بستة إلكترونات بين ذرتين.

التقويم

مهارة وزِّع الطلاب في مجموعات، وأعط كل مجموعة عددًا من البطاقات مكتوبًا عليها التمثيل النقطي للإلكترونات لكل من: ذرتي كربون 2C، وذرتي نيتروجين 2N، وذرتي أكسجين 2O، وست ذرات هيدروجين 6H، وأربع ذرات كلور 4Cl.

ضع بطاقة الهيدروجين بالقرب من بطاقة الكلور، ثم وضّح لهم أنه عند مساهمة كل ذرة بزوج من الإلكترونات، فعندئذٍ تحصل كل ذرّة على التوزيع الإلكتروني المستقر للإلكترونات الخارجية. واطلب إليهم تحديد تراكيب لويس لأكبر عدد من الجزيئات بوساطة تجميع البطاقات معًا. وأخيرًا ذكّر الطلاب أن ذرات كل من الكربون والنيتروجين والأكسجين من الممكن أن تعمل روابط متعددة. ض م تعلم تعاوني

تطوير المفهوم

قـوة الرابطـة إن أحـد أهـم العوامـل فـي تحديـد النشـاط الكيميائي لجزيء ما يعود إلى قوة الرابطة التساهمية التي تربط ذرات الجـزيء معًا. وعنـد مقارنة مركبيـن كيميائيين يتكونان من ذرات العناصر نفسها يكون المركب ذو الروابط الأضعف عـادة هـو الأكثر نشـاطًا. لذا اطلـب إلى الطـلاب مقارنة طاقة روابـط جـزيء كلوروميثـان CH_3Cl مع طاقـة روابط جزيء ثنائي كلوروميثان CH_2Cl_2.

1482 KJ/mol, 1567 KJ/mol. واسـأل: أي الجزيئيـن أقدر على التفاعل؟ CH_2Cl_2. ض م

الإثراء

طاقـة الرابطة اسـتعمل المعادلـة الآتية لحسـاب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الكيميائي.

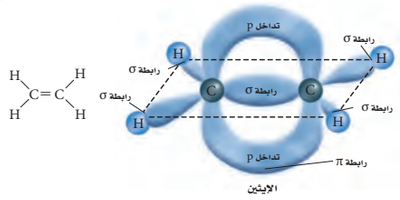
المحتـوى الحراري ΔH = مجموع طاقـات تفكيك الروابط − مجموع طاقات تكوين الروابط.

واطلـب إلى الطلاب حسـاب التغيـر في المحتـوى الحراري عنـد تفاعـل Cl_2 مـع CH_4 لتكويـن HCl وCH_3Cl التغير في المحتوى الحراري 104 KJ−

واسـأل إلامَ تشـير إشـارة السـالب فيما يتعلـق بطاقـة التفاعل وقـوة الروابـط المتكوِّنة؟ يشـير التغير في المحتـوى الحراري السالب إلى أن التفاعل طارد للطاقة، وأن قوة روابط الجزيئات الناتجـة أكبـر مـن قـوة روابـط الجزيئـات المتفاعلـة. واطلب إليهـم كتابـة تراكيـب لويـس للجزيئـات وتوقّـع أيّ الروابـط متفككة، وأيّها ناتجة. الروابـط المتفككة هي رابطة واحدة من Cl − Cl وأربـع روابـط C−H. أمـا الروابـط الناتجـة فرابطـة واحدة H−Cl، وثلاث C−H ورابطة واحدة C−Cl ف م

ماذا قرأت؟ الرابطة التساهمية الثلاثية أقصر من الرابطة التساهمية الثنائية، وهي أقصر كثيرًا من الرابطة التساهمية الأحادية.

الشكل 9−4 لاحـظ كيـف تتكـون الرابطـة التساهميـة المتعددة بين ذرتي الكربـون في الإيثين C_2H_4 مـن رابطـة سيجمـا ورابطة بـاي. تقترب ذرتـان من الكربـون إحداهما مـن الأخرى لدرجة تسمح بالتداخل (جنبًا إلى جنب) بين مستويات p الفرعية. وينتج عن ذلك رابطة باي π.



من المهم أن نلاحظ أن الجزيئات التي لها روابط تسـاهمية متعددة تحتوي على روابط سـيجما وروابط باي أيضًا. فالرابطة التسـاهمية الثنائية الموضحة في **الشـكل 9−4** تتألف من رابطة باي واحدة ورابطة سـيجما واحدة. أما الرابطة التسـاهمية الثلاثيـة فتتكون من رابطتي باي ورابطة سيجما واحدة.

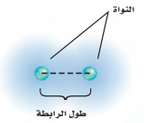
قوة الروابط التساهمية The Strength of Covalent Bonds

تذكّـر أن الرابطـة التسـاهمية تتضمـن قـوى تجـاذب وقوى تنافـر. وفي الجـزيء تتجاذب النـوى مع الإلكترونـات، وتتنافر النوى مـع النوى الأخرى، كما تتنافـر الإلكترونات مع الإلكترونـات الأخرى أيضًا. وعندما يختل هذا التوازن بين قوى التجاذب والتنافر يمكن كسر الرابطة التسـاهمية. ولاختلاف الروابط التساهمية في قوتها يسهل كسر بعض الروابط أكثر من غيرها. وهناك عدة عوامل تؤثر في قوة الرابطة التساهمية.

طـول الرابطـة تعتمد قوة الرابطة التسـاهمية على المسـافة بين النواتين. وتعرف المسـافة بيـن نـواتي الذرتـين المترابطتـين بطول الرابطـة، كما في **الشـكل 10−4**، حيـث تعتمد قوة الرابطـة عـلى طـول الرابطةوقـوة التجـاذب بـين الذرتـين، ويحـدد ذلك بحجـم الذرتين المترابطتـين، وعـدد أزواج الإلكترونات المشـتركة. ويوضح **الجـدول 1−4** قائمة بأطوال الروابـط لجزيئـات الفلور F_2 والأكسـجين O_2 والنيتروجين N_2. لاحظ أنـه كلما زاد عدد الإلكترونـات المشـتركة قـصرت الرابطة. إن طـول الرابطـة وقوتها مرتبطـان أحدهما مع الآخـر؛ فكلـما قصر طول الرابطة كانـت أقوى. فالرابطة الأحاديـة للفلور F_2 أضعف من الرابطـة الثنائية للأكسـجين O_2، وكذلـك الرابطة الثنائية للأكسـجين أضعف من الرابطة الثلاثية للنيتروجين.

ماذا قرأت؟ **حدد** العلاقة بين نوع الرابطة التساهمية وطولها.

الشكل 10−4 يُقَدّر طول الرابطة بالمسافة بين مركزي نواتي الذرتين المترابطتين.



الجدول 1-4 نوع وطول الرابطة التساهمية

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

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اطلب إلى الطلاب تثبيت عود تنظيف الأسنان بين قطعتين من الحلوى لصنع رابطة أحادية، وكسر 1cm من عودين آخرين، وتثبيت ما تبقى منهما بين قطعتين من الحلوى لصنع رابطة مزدوجة، ثم كسر 2cm من ثلاثة أعواد أخرى وتثبيت ما تبقى منها بين قطعتين من الحلوى لتمثل رابطة ثلاثية. واطلب إليهم تعرف أقصر الروابط وأطولها، ثم اطلب إليهم أخيرًا كسر الروابط لتعرّف أيها أسهل وأيها أصعب في الكسر. إن الرابطة الثلاثية هي الأقصر والأصعب في الكسر ولها أكبر طاقة للرابطة. أما الرابطة الأحادية فهي الأطول والأسهل في الكسر ولها أقل طاقة للرابطة. د م

الجدول 2-4 طاقة تفكك الرابطة	
الجزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159 kJ /mol
O_2	498 kJ /mol
N_2	945 kJ /mol

الطاقة والروابط يحدث تغير في الطاقة عند تكوّن أو تكسير الروابط بين ذرات الجزيئات. وتنبعث الطاقة عند تكوّن الرابطة، إلا أننا نحتاج إلى الطاقة لكسرها. وتعرف الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة بـ "طاقة تفكك الرابطة" وهي مقدار موجب. ويبين **الجدول 2-4** طاقة تفكك الروابط لجزيئات كل من الفلور والأكسجين والنيتروجين.

وتبين طاقة تفكك الرابطة قوة الرابطة الكيميائية؛ بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة وطاقتها. ويشير **الجدولان 1-4، و2-4**، إلى أنه كلما قل طول الرابطة زادت طاقة تفكك الرابطة، وأن مجموع طاقات تفكك الروابط جميعها في جزيء ما يساوي مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في ذلك الجزيء. ويُحدّد إجمالي طاقة التفاعل الكيميائي بمقدار طاقة تفكك الروابط ومقدار طاقة تكوّنها. ويحدث **التفاعل الماص للطاقة** عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكوّن الروابط الجديدة في المواد الناتجة. أما **التفاعل الطارد للطاقة** فيحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكوُّن روابط المواد الناتجة أكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة. أنظر **الشكل 11-4**.

الشكل 11-4 يتطلب كسر رابطة C-C في الفحم النباتي وكسر رابطة O-O في أكسجين الهواء إلى إضافة طاقة. وعند احتراق الفحم في الأكسجين يتكون CO_2. ويصاحب ذلك إطلاق الطاقة على شكل حرارة وضوء. لذا يعد حرق الفحم في الأكسجين تفاعلاً طاردًا للحرارة.

التقويم 1-4

الخلاصة

- تتكون الروابط التساهمية عندما تشترك الذرات في زوج أو أكثر من إلكترونات التكافؤ.
- ينتج عن المشاركة بزوج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات روابط تساهمية أحادية أو ثنائية، أو ثلاثية على الترتيب.
- تتكوّن روابط سيجما نتيجة التداخل الرأسي للمستويات. أما روابط باي فتتكون نتيجة تداخل المستويات المتوازية. وتتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة سيجما، في حين تتكون الرابطة المتعددة من رابطة سيجما ورابطة باي واحدة على الأقل.
- يُقاس طول الرابطة بالمسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين. ونحتاج إلى طاقة لتفكيك الرابطة.

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

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

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

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

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

12. **طبق** استعن **بالجدولين 1-4 و2-4**، لرسم منحنىً بياني يمثل طاقة الرابطة مقابل طول الرابطة، ثم صف العلاقة بينهما.

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

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

b.

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب رسم تركيب لويس للجزيء H_2S. ض م

إعادة التدريس

ارسم الصيغة البنائية لكلٍّ من C_2H_6، C_2H_4، C_2H_2، واطلب إلى الطلاب تعرّف روابط سيجما وروابط باي جميعها. واطلب إليهم مقارنة أطوال الروابط وطاقاتها باستعمال جدول طاقة الروابط وأطوالها بين C—C, C=C, C≡C . وذكّرهم أنه كلَّما زاد عدد الروابط بين الذرتين أصبحت الرابطة أقصر وأقوى. د م

التوسع

اطلب إلى الطلاب المهتمين البحث في المركب ثلاثي نيترو تولوين (TNT)، وتحديد طاقة الرابطة إذا ما كُسرّت روابط الجزيء جميعها في هذا المركب . ف م

التقويم 1-4

7. تتكون معظم الروابط التساهمية بين العناصر اللافلزية.

8. تتشارك الذرات في إلكترونات التكافؤ، وتوصل الإلكترونات المشتركة كل ذرَّة إلى حالة الثمانية.

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

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

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

12. يجب أن توضح الرسوم البيانية للطلاب أنه كلَّما قصر طول الرابطة ازدادت طاقة تفكّكها.

13. a : تحتاج الرابطة C—H إلى طاقة أقل من C≡C

b: تحتاج الرابطة C—H إلى طاقة أقل من C=C

4-2

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (12) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

تسمية الجزيئات اطلب إلى الطلاب شرح كيف يسمون أخت والدهم من خلال علاقة القرابة بين أفراد الأسرة. إن أخت والده هي عمته. واطلب إليهم شرح طريقة تحديد هذا الاسم، على أن يقوموا بوصف طريقة منهجية لتسمية الأقارب. إخوة الآباء أعمام إخوة الأمهات أخوال. أخوات الآباء عمات وأخوات الأمهات خالات. واشرح لهم أن تسمية الجزيئات تتم بطريقة منهجيَّة أيضًا. ض م

2. التدريس

التعلُّم البصري

الجدول 3–4 راجع أعداد الأكسدة، وتسمية المركبات الأيونية، وكتابة وحدات الصيغ.

عرض توضيحي

تكوين الروابط

الهدف توضح تشكيل الروابط الأيونية والتساهمية .

المواد والأدوات

شريط من الماغنسيوم (5cm)، لفة كبريت (2g)، ملاقط، عبوة فلزية كبيرة، ملعقة احتراق، لهب بنزن.

احتياطات السلامة

التخلص من النفايات تخلص من المواد الصلبة في مكب النفايات المخصص للفضلات الكيميائية.

خطوات العمل

ضع العبوة الفلزية في حوض المغسلة، وأمسك شريط الماغنسيوم بالملقط وأشعله، ثم أمسك الشريط المشتعل داخل العبوة. وعند إطفاء الإنارة في الغرفة. يستطيع الطلاب مشاهدة ضوء الاشتعال بطريقة آمنة.

تحذير : البس النظارة الواقية عند اشتعال الماغنسيوم، ولا تنظر مباشرة إلى الفلز المشتعل في غرفة معتمة. ضع لفّة من الكبريت في ملعقة الاحتراق وسخِّنها فترة وجيزة على اللهب، وعندئذٍ سيشتعل الكبريت بلهب أزرق باهت. **تحذير: استعمل خزانة طرد الغازات لأن بخار SO_2 سام.**

النتائج

يحترق الماغنسيوم بلهب أبيض ساطع، أما الكبريت فيحترق بلهب أزرق خافت. ويبدو استقرار MgO جليًّا من خلال مقدار الحرارة والضوء الناتجين عند تكوينه بالمقارنة مع مقدار الحرارة والضوء الناتجين عند تكوين SO_2. لذا فإن الرابطة الأيونية في MgO هي الأقوى، أيْ أكثر استقرارًا من الرابطة التساهمية في SO_2.

4–2

الأهداف

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

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

الحمض الأكسجيني.

تسمية الجزيئات Naming Molecules

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

الربط مع الحياة تعلم أن والدة والدتك هي جدتك، وأن أخت والدك هي عمتك، بينما أخو والدتك يسمى خالك. وكما أن هذه العلاقات تحكمها قواعد في تسميتها فكذلك تحكم تسمية الجزيئات مجموعة من القواعد.

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات
Naming Binary Molecular Compounds

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

لنبدأ أولاً بالمركبات الجزيئية الثنائية الذرات. لاحظ أن المركبات الجزيئية الثنائية الذرات تتكون من لافلزين فقط. فعلى سبيل المثال، توضح القواعد التالية خطوات تسمية الغاز N_2O، وهو غاز أكسيد ثنائي النيتروجين ويستخدم في التخدير، واسمه الأكثر شيوعًا الغاز المضحك.

1. يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً، ويظهر اسم العنصر الأول كاملاً. **N هو رمز النيتروجين.**
2. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع (يد). **O رمز الأكسجين ويظهر باسم أكسيد.**
3. تُستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية، ويبين الجدول 3–4 قائمة بالبادئات الأكثر شيوعًا واستعمالاً. **ونظرًا إلى وجود ذرتي نيتروجين تُستخدم البادئة "ثنائي".**

الجدول 3–4 بادئات أسماء المركبات التساهمية

عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

يتم تحديد عدد الذرات التي تشكل الجزيء بالبادئات، عكس الأمر في المركبات الأيونية. اكتب العديد من الصيغ الجزيئية على السبورة، ودع الطلاب يتدربوا على تسمية الجزيئات باستعمال الجدول 3–4. ض م

مثال 2–4

تسمية مركبات الجزيئات الثنائية الذرات ما اسم المركب P_2O_5 الذي يُستخدم مادةً مجففة تمتص الماء؟

1 تحليل المسألة

المعطيات: الصيغة الجزيئية للمركب. تحتوي الصيغة على العناصر وعدد ذرات كل عنصر في الجزيء. ولأن العنصرين من اللافلزات لذا يمكن استخدام القواعد المتبعة عند تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات.

2 حساب المطلوب

أولاً سمِّ عناصر المركب.

العنصر الأول يُسمى باسمه الكامل. الفوسفور

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

عند جمع الاسمين معًا. أكسيد الفوسفور

والآن نضيف البادئات التي تعبر عن عدد ذرات كل عنصر.

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور

3 تقويم الإجابة

يبين اسم المركب أنه يحتوي على ذرتين من الفوسفور، وخمس ذرات من الأكسجين. وهذا يتفق مع الصيغة الجزيئية P_2O_5.

مسائل تدريبية

سمِّ كلًّا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. CO_2

15. SO_2

16. NF_3

17. CCl_4

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

أسماء شائعة لبعض المركبات الجزيئية هل استمتعت يومًا بكأس باردٍ من أكسيد ثنائي الهيدروجين؟ لقد فعلت ذلك مرارًا، غير أنك استخدمت الاسم الشائع لذلك وهو الماء. تذكر أن الكثير من المركبات الأيونية لها أسماء شائعة بالإضافة إلى الاسم العلمي. فعلى سبيل المثال، صودا الخبز هي كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وملح الطعام هو كلوريد الصوديوم.

عُرف الكثير من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، ومنها أكسيد النتروز والماء، منذ زمن طويل، وأُعطيت أسماء شائعة قبل تطوير النظام الحالي في تسمية المركبات. ومن المركبات التساهمية التي تعرف غالبًا باسمها الشائع بدلاً من اسمها العلمي الأمونيا NH_3 والهيدرازين N_2H_4 وأكسيد النيتريك NO.

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

التحليل

اطرح السؤالين الآتيين:

1. ما العنصر الذي تفاعل مع الكبريت والماغنسيوم في أثناء التجربة؟
الأكسجين.

2. اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعلين الكيميائيين.

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

$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$

التقويم

المعرفة إذا كوَّن Mg رابطة أيونية، وكونت S رابطة تساهمية فأيُّ الرابطتين أقوى؟ ولماذا؟ الرابطة الأيونية أقوى؛ حيث تنبعث طاقة أكبر عند تكوّنها.

مثال في الصف

سؤال يستخدم مركب PCl_5 –وهو مادة صلبة تميل إلى اللون الأصفر، ذو رائحة حادة في الأغلب، وهو مصدر للكلور الذي يستخدم في صناعة الأصباغ والصناعات الدوائية. ما اسم هذا المركب؟

الإجابة

العنصر الأول هو الفوسفور P. العنصر الثاني هو الكلور Cl، أضف مقطع (يد) إلى أصل اسم عنصر الكلور ليصبح كلوريد. والآن عدّل الاسم ليوضح عدد الذرات في الجزيء. ليس هناك أرقام سفلية للفوسفور، مما يعني وجود ذرة واحدة فقط من هذا العنصر. أما الكلوريد فله رقم سفلي 5، خماسي. لذا يُسمى المركب خماسي كلوريد الفوسفور.

مسائل تدريبية

14. ثاني أكسيد الكربون.

15. ثاني أكسيد الكبريت.

16. ثلاثي فلوريد النيتروجين.

17. رباعي كلوريد الكربون.

18. As_2O_3.

التعزيز

قواعد تسمية الجزيئات اطلب إلى الطلاب عمل سلسلة من القواعد يمكن استعمالها لتسمية الجزيئات. واعرض ذلك على الصف. د م

ماذا قرأت؟ ثلاثي هيدريد النيتروجين، رباعي هيدريد ثنائي النيتروجين، أول أكسيد النيتروجين.

التقـويـــم

المعرفة اعرض جدولًا يحتوي صيغًا جزيئية على الطلاب، واطلب إليهم تسمية كل جزيء أو حمض. واعرض جدولًا آخر يحتوي على أسماء جزيئات وأحماض، واطلب إليهم تحديد الصيغة الجزيئية الصحيحة لكلٍّ مادة. ض م

عرض سريع

تكوّن الحمض أضف نقطتين من كاشف بروموثيمول الأزرق إلى 50.0ml من الماء المقطر في دورق، وضع ماصة في الماء، واطلب إلى أحد الطلاب النفخ من خلالها. سيتحول لون الكاشف من الأزرق إلى الأصفر؛ لأن ثاني أكسيد الكربون المنبعث من زفير الطالب يتفاعل مع الماء ويكون محلولًا حمضيًّا.

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

اكتب الصيغة الجزيئية للحمض الناتج H_2CO_3 على السبورة، واسأل: هل الحمض الناتج ثنائي أم أكسجيني؟ حمض أكسجيني. واطلب إليهم تسميته. حمض الكربونيك. ض م

تسمية الأحماض Naming Acids

تكُون المحاليل المائية لبعض الجزيئات حمضية، ويُسمى المركب حمضًا إذا أنتج أيونات الهيدروجين H^+ في المحلول. فعلى سبيل المثال، HCl ينتج H^+ في المحلول، لذا فهو حمض. وهناك نوعان من الأحماض، هما الأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

تسمية الأحماض الثنائية يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط. وتسمى الأحماض الثنائية الشائعة –ومنها حمض الهيدروكلوريك– وفق القواعد الآتية:

1. يستعمل المقطع "هيدرو" في الكلمة الثانية لتسمية الجزء الهيدروجيني من المركب. وتتألف بقية الكلمة من جذر اسم العنصر الثاني مضافًا إليها الخاتمة "يك". لذا فإن HCl (الهيدروجين والكلور) يصبحان معًا هيدروكلوريك.
2. تكون الكلمة الأولى دائمًا كلمة حمض، لذا فإن محلول HCl في الماء يعرف باسم حمض الهيدروكلوريك.

وعلى الرغم من أن تعبير ثنائي يشير إلى وجود عنصرين فقط، إلاَّ أن بعض الأحماض التي تحوي أكثر من عنصرين تُسمى بالطريقة نفسها التي تسمى بها الأحماض الثنائية العناصر. وإذا لم يوجد الأكسجين في صيغة المركب الحمضي سُمِّيَ الحمض بطريقة الأحماض الثنائية نفسها، إلا أن جذر الجزء الثاني للاسم هو جذر الأيون المتعدد الذرات. فمثلاً HCN الذي يتألف من الهيدروجين وأيون السيانيد يعرف باسم حمض الهيدروسيانيك.

تسمية الأحماض الأكسجينية يعرف الحمض الذي يتألف من الهيدروجين وأيون أكسجيني باسم الحمض الأكسجيني. ولابد أنك تتذكر أن الأيون الأكسجيني السالب عبارة عن أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين. والقواعد الآتية تشرح طريقة تسمية حمض النيتريك HNO_3 وهو حمض أكسجيني.

1. أولاً: تعرّف الأيون الأكسجيني الموجود. إن الكلمة الثانية التي يتألف منها اسم الحمض الأكسجيني تأتي من مصدر الأيون الأكسجيني ومعها مقطع "بير" أو "هيبو". أما إذا انتهى اسم الأيون الأكسجيني بمقطع "ات" فيستبدل به مقطع "يك". وإذا انتهى اسم الأيون الأكسجيني بمقطع "يت" فإنه يستبدل به مقطع "وز". ، ويصبح أيون النترات نيتريك.
2. تكون الكلمة الأولى دائمًا كلمة حمض، فجزيء HNO_3 (المكون من الهيدروجين وأيون النترات) يصبح حمض النيتريك.

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

الجدول 4-4 تسمية الأحماض الأكسجينية

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

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اطلب إلى الطلاب البحث عن الخواص الفيزيائية والكيميائية للمركبات التي تحوي فقط النيتروجين والأكسجين ومصادرها، واستعمالاتها، وكتابة تقرير حول ذلك. وهذه المركبات هي أول أكسيد النيتروجين، وثاني أكسيد النيتروجين، وأول أكسيد ثنائي النيتروجين، ثالث أكسيد ثلاثي النيتروجين، ورباعي أكسيد ثنائي النيتروجين، وخماسي الأكسجين ثنائي النيتروجين. ف م

مشروع الكيمياء

المركبات الجزيئية اعمل جدولًا (3 أعمدة × 3 صفوف)، ثم اطلب إلى الطلاب تحديد الجزيئات المحتمل تكونها من تفاعل الكربون أو الهيدروجين مع الأكسجين أو الفلور. وأخبرهم أن حالة تأكسد الكربون 4+، و الهيدروجين 1+، والأكسجين 1–، والفلور 1–. ثم اكتب الصيغة الجزيئية الصحيحة لكل مركب في الجدول. ض م

الجدول 5-4 صيغ بعض المركبات التساهمية وأسماؤها		
الصيغ الجزيئية	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H_2O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	أمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	هيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض الكلور	حمض الهيدروكلوريك

ويلخص **الجدول 5–4** الصيغ الجزيئية وأسماء بعض المركبات التساهمية. لاحظ وجود أسماء شائعة للأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية بالإضافة إلى أسمائها العلمية.

مسائل تدريبية

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

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

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيريوديك؟

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات

Writing Chemical Formulas from Names

يُظهرُ اسم المركب الجزيئي تركيبه، ويُعدّ هذا مهمًّا لمعرفة طبيعة المركب الكيميائي؛ فعند إعطائك اسم أي جزيء ثنائي ينبغي أن تعرف كيف تكتب صيغته الجزيئية. فالمقاطع المستخدمة في الاسم تشير إلى عدد الذرات في الجزيء وتحدد الأرقام السفلية المستخدمة في الصيغة الجزيئية.

ويمكن معرفة الصيغة الجزيئية للحمض أيضًا من اسم الحمض نفسه. ومن المفيد أن تتذكر أن كل الأحماض الثنائية تحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر. ويتعين عليك لتسمية الأحماض الأكسجينية –وهي الأحماض التي تحتوي على أنيون الأكسجين– أن تعرف الأسماء الشائعة للأنيون الأكسجيني أولاً.

مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة.

26. أكسيد ثنائي الهيدروجين.

27. ثلاثي فلوريد الكلور.

28. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور.

29. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت.

30. تحفيز ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟

مسائل تدريبية

19. حمض الهيدرويوديك.

20. حمض الكلوريك.

21. حمض الكلوروز.

22. حمض الكبريتيك.

23. حمض الهيدروكبريتيك (كبريتيد الهيدروجين).

24. HIO_4

مسائل تدريبية

25. $AgCl$

26. H_2O

27. ClF_3

28. P_2O_3

29. S_2F_{10}

30. H_2CO_3

التقويم

المعرفة اطلب إلى الطلاب إحضار مجموعة من البطاقات وأن يكتبوا على وجه كل بطاقة: اسم جزيء، أو صيغة جزيئية، أو اسم حمض، أو صيغة جزيئية لحمض. وأن يكتبوا الصيغة الجزيئية الصحيحة أو الاسم على الوجه الآخر لكل بطاقة واستعمل هذه البطاقات في مراجعة المعلومات مع الطلاب.

دفتر الكيمياء

تكوين المركبات وزِّع الجدول المجاور على الطلاب دون كتابة الإجابات. واطلب إليهم كتابة الصيغ الجزيئية وأسماء الجزيئات المتكونة في دفتر الكيمياء. وذكّرهم أنّ الذرّة ذات الكهروسالبية الأقل تكتب أولًا في صيغة المركب. ض م

	Br	F	Cl
C	CBr_4 رباعي بروميد الكربون	CF_4 رباعي فلوريد الكربون	CCl_4 رباعي كلوريد الكربون
P	PBr_3 ثلاثي بروميد الفوسفور	PF_3 ثلاثي فلوريد الفوسفور	PCl_3 ثلاثي كلوريد الفوسفور
S	SBr_2 ثنائي بروميد الكبريت	SF_2 ثنائي فلوريد الكبريت	SCl_2 ثنائي كلوريد الكبريت

إجابة سؤال الشكل 12–4

H_2SO_3 حمض أكسجيني، HBr حمض ثنائي.

3. التقويم

التحقق من الفهم

اعرض على الطلاب جدول يحتوي ثمانية مركبات جزيئية وأسماؤها مكتوبة بصورة عشوائية، ثم غطّ كل مربع في الجدول بقطعة من الورق واطلب إليهم مطابقة الصيغة الجزيئية مع الاسم. د م

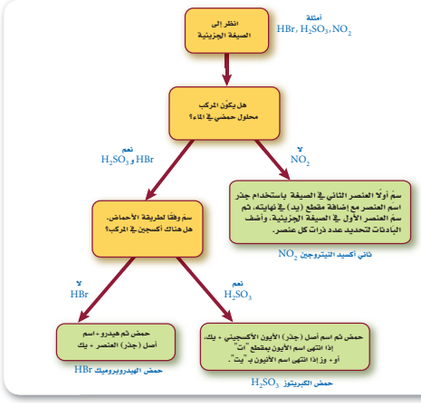
إعادة التدريس

تكوِّن العديد من ملوثات الهواء أحماضًا مع الماء. اطلب إلى الطلاب عمل جدول تحمل أعمدته العناوين الآتية على الترتيب:

الصيغة الجزيئية للملوِّث، اسم المركب الجزيئي، الصيغة الجزيئية للحمض، اسم الحمض. مضيفًا معلومات عن كلٍّ ما دوِّن على الجدول اسم أو صيغة كل من الملوثات الآتية، واطلب إليهم إكمال الجدول: SO_2 ثاني أكسيد الكبريت، H_2SO_3 حمض الكبريتوز، CO_2 ثاني أكسيد الكربون، H_2CO_3 حمض الكربونيك، SO_3 ثالث أكسيد الكبريت، H_2SO_4 حمض الكبريتيك، NO_2 ثاني أكسيد النيتروجين، HNO_3 حمض النيتريك. ض م

الشكل 12–4 تستعمل خريطة المفاهيم هذه لتسمية المركبات الجزيئية في حال معرفة صيغها الكيميائية.

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



يساعد الشكل 12–4 على تحديد اسم المركب الجزيئي التساهمي، ولاستخدام خريطة المفاهيم ابدأ من القمة وطبق الإرشادات الموجودة في الأشكال الملونة، حتى تحدد اسم المركب المطلوب.

التقويم 4-2

الخلاصة

- تحتوي أسماء الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية على مقاطع للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الصيغة الجزيئية.
- تكون المركبات التي تنتج H^+ في محاليلها حمضية. وتحتوي الأحماض الثنائية على الهيدروجين وعنصر آخر، أما الأحماض الأكسجينية فتحتوي على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

31. الفكرة الرئيسة لخص القواعد المستخدمة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية العناصر.
32. عرف المركب الجزيئي الثنائي.
33. صف الفرق بين الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني.
34. طبق اشرح كيف تسمي الجزيء N_2O_4، باستخدام قواعد تسمية المركب الجزيئي الثنائي.
35. طبق اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية: حمض الأيوديك، ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت، أكسيد ثنائي النيتروجين، حمض الهيدروفلوريك.
36. اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية:

a. ثلاثي أكسيد ثنائي النيتروجين	d. حمض الكلوريك
b. أكسيد النيتروجين	e. حمض الكبريتيك
c. حمض الهيدروكلوريك	f. حمض الكبريتوز

التوسع

أعطِ كل طالب في الصف بطاقة، واطلب إليه أن يكتب سؤالًا على أحد وجهي البطاقة عن الصيغة الجزيئية لمركب، أو اسم مركب جزيئي أو اسم حمض، أو الصيغة الجزيئية لحمض. ثم دعهم يتبادلوا هذه البطاقات ويجيبوا عن هذه الأسئلة. ف م

التقويم 4-2

31. سمِّ أولًا العنصر الثاني في الصيغة باستخدام جذر اسم العنصر مع إضافة مقطع (يد) في نهايته، ثم سمِّ العنصر الأول في الصيغة الجزيئية، وأضف البادئات لتحديد عدد ذرات كل عنصر.
32. هو مركب جزيئي يتكوّن من عنصرين لا فلزيين فقط.
33. يتكوّن الحمض الثنائي من الهيدروجين وأحد العناصر الأخرى. أما الحمض الأكسجيني فيتكون من الهيدروجين، وعنصر آخر، والأكسجين.
34. توجد ذرتان من النيتروجين لذا نستعمل بادئة (ثنائي) مع اسم النيتروجين، أربع ذرات من الأكسجين لذا نستعمل مقطع (رابع) مضافًا إلى جذر اسم الأكسجين وينتهي بـ (يد). فيكون الاسم رابع أكسيد ثنائي النيتروجين.
35. HF, N_2O, S_2O_3, HIO_3
36. a. N_2O_3
b. NO
c. HCl
d. $HClO_3$
e. H_2SO_4
f. H_2SO_3

4–3

الأهداف

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

مراجعة المفردات

الرابطة الأيونية: قوة كهرسكونية تربط الجسيمات ذات الشحنات المختلفة بعضها مع بعض في المركب الأيوني.

المفردات الجديدة

الصيغة البنائية

الرنين

الرابطة التساهمية التناسقية

التراكيب الجزيئية Molecular Structures

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

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

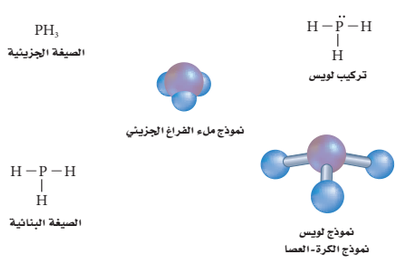
الصيغ البنائية Structural Formulas

تخبرنا الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية عن أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط. ولمعرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية تستعمل النماذج في تمثيل الجزيء. ويبين **الشكل 13–4** وجود أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيء. وقد تم تمثيل ذرات كل عنصر في نموذج الكرة والعصا ونموذج ملء الفراغ الجزيئي بواسطة كرة ذات لون مختلف. وتستعمل الألوان لتعرّف الذرّات إذا لم يكتب عليها الرمز الكيميائي للعنصر.

وأكثر النماذج الجزيئية فائدة نموذج الصيغة البنائية الذي يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات. ويمكنك توقع **الصيغة البنائية** من خلال رسم تركيب لويس، فقد سبق أن رأيت بعض الأمثلة البسيطة على تراكيب لويس. إلا أننا نحتاج إلى بناء أكثر من تركيب لتحديد أشكال الجزيئات.

الشكل 13–4 يمكن استخدام هذه النماذج جميعها لتوضيح أماكن الذرات والإلكترونات لجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).

قارن بين المعلومات المبينة في كل نموذج.



التعلم البصري

بناء النماذج اطلب إلى الطلاب بناء نماذج لكلٍّ من NH_4^+ و CH_2O و BCl_3 و HF. باستعمال مجموعة النماذج الجزيئية (الكرات والوصلات) أو قطع الحلوى وأعواد تنظيف الأسنان، واطلب إليهم تصميم جدول يوضح نموذج الكرة والعصا ونموذج لويس والصيغة البنائية لكلٍّ من هذه المواد. ض م

4-3

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (13) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

الصيغ الجزيئية زوِّد الطلاب بمجموعة من المكعبات التي ترتبط معًا بطرائق محددة، واطلب إليهم عمل هرم. ثم اسأل: هل اتبعوا نمطًا معينًا في البناء؟ يحدد شكل قطع المكعبات الطريقة التي يستطيعون بها بناء الهرم. وأخبرهم أن شكل الجزيء يتحدد بالطريقة التي تقوم بها الذرات بالمشاركة في الإلكترونات.

2. التدريس

عرض سريع

نماذج الثمانية أحضر قطعة بلاستيكية دائرية الشكل مرسومًا عليها التمثيل النقطي لذرة الكبريت وقطعتين بلاستيكيتين أخريين دائريتي الشكل أيضًا مرسومًا على كل منهما التمثيل النقطي لذرة الأكسجين وصفها على سطح الطاولة. واسأل: كيف يمكن ترتيب هذه الذرات لتحقيق قاعدة الثمانية؟ يجب أن يستعمل الطلاب مبدأ المحاولة والخطأ. وأخبرهم أن هناك طريقة منهجية تستعمل لتحديد أشكال لويس للجزيئات، ومنها الجزيئات التي تُظهر استثناءات لقاعدة الثمانية. ض م

إجابة سؤال الشكل 13–4

توضّح النماذج جميعها نوع الذرات وعددها، أما نموذج لويس، والصيغ البنائية، ونموذج الكرة والعصا، ونموذج ملء الفراغ الجزيئي فتوضح الشكل الهندسي. ويوضح نموذج لويس توزيع إلكترونات التكافؤ في صورة أزواج من الإلكترونات المترابطة، وأزواج من الإلكترونات غير المترابطة. ويبيِّن نموذج ملء الفراغ الجزيئي الحجم النسبي للذرات.

تطبيقات الكيمياء

الأصباغ تُعدّ الأصباغ العضوية مركبات جزيئية عضوية تمتص بعض الأطوال الموجية من الضوء المرئي، وتعكس الأطوال الموجية الأخرى. وتستعمل هذه الأصباغ لإنتاج أقمشة ملونة. وتستعمل كذلك في صناعة الأقراص المدمجة. إذ تحتوي الأقراص المدمجة على طبقة ملونة من صبغة عضوية بين الطبقة السطحية العاكسة للقرص وطبقة ظهر القرص الصلبة وتستعمل أشعة الليزر لطباعة البيانات على القرص المدمج حيث تقوم الروابط في جزيء الصبغة العضوية بامتصاص أشعة الليزر، وتغير شكل الجزيء لتنتج مادة معتمة. وهذا التغير في شكل الجزيء دائم. لذا تكتب البيانات مرة واحدة فقط على أيٍّ جزء من القرص المدمج .

تطوير المفهوم

نموذج لويس اطلب إلى الطلاب رسم نماذج لويس لعدد من المركبات الجزيئية. وذكّرهم أن الكربون قادر على تكوين سلاسل مع ذرات كربون أخرى؛ حيث تتحد ذرات الكربون فيما بينها بوساطة روابط أحادية، أو ثنائية أو ثلاثية، اعتمادًا على عدد أزواج الإلكترونات المتوافرة. واطلب إليهم رسم تركيب لويس للإيثان C_2H_6، والإيثين C_2H_4 وللإيثاين C_2H_2 بطريقة منهجيَّة. ض م

التعزيز

تمثيل الجزيئات أشر إلى أن تراكيب لويس والصيغ البنائية تستعمل لبيان نسب الذرات في المركّب وترتيبها. وتستعمل تراكيب لويس لتمثيل المركبات الأيونية والمركبات التساهمية على حدٍّ سواء، على حين تستعمل الصيغ البنائية للمركبات الجزيئية فقط؛ إذ يستعمل الخط في الصيغ البنائية لتمثيل زوج الإلكترونات المشترك، بينما تمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة بوساطة التمثيل النقطي للإلكترونات. ض م

تراكيب لويس على الرغم من سهولة رسم تراكيب لويس لمعظم المركبات المكونة من اللافلزات إلا أنه من المفيد أن نتّبع خطوات منتظمة لعمل ذلك؛ فكلما أردت أن ترسم تركيب لويس اتبع الخطوات المبينة في استراتيجية حل المسألة.

استراتيجية حل المسألة

رسم تراكيب لويس

1. توقع موقع ذرات معينة.

تكون الذرة التي لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. ويكون هذا العنصر أقرب إلى الجهة اليسرى من الجدول الدوري، وفي الغالب يكون مكان الذرة المركزية في مركز الجزيء، كما أنه يحيط بها أكبر عدد من الذرات في الجزيء. وعليه فإن باقي الذرات في الجزئ هي ذرات جانبية.

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

2. حدد عدد الإلكترونات المتوافرة لتكوين روابط؛ إذ يساوي هذا العدد الكلي لإلكترونات تكافؤ الذرات الموجودة في الجزيء.
3. حدد عدد أزواج إلكترونات الربط. ولتحديد هذا العدد اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة للربط على 2.
4. حدد أماكن أزواج الربط. ضع زوج ترابط واحدًا (رابطة واحدة) بين الذرة المركزية كل ذرة جانبية.
5. حدد عدد أزواج إلكترونات الترابط المتبقية. ولتحديد ذلك اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة الرابعة من العدد الكلي للأزواج في الخطوة الثالثة. حيث تبين الأزواج المتبقية عدد الأزواج غير المترابطة والأزواج المستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية، ثم ضع الأزواج غير المترابطة حول كل ذرة جانبية (ما عدا الهيدروجين) مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقق القاعدة الثمانية، ثم ضع أي أزواج إضافية على الذرة المركزية.
6. حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية.

هل الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا كان الجواب لا فإنها لا تحقق القاعدة الثمانية. ولتحقيق القاعدة الثمانية حوّل زوجًا أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية، فتبقى هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الجانبية، وكذلك مع الذرة المركزية. تذكّر أن الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكوّن روابط ثنائية وثلاثية.

طبق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3–4 و4–4 لمعرفة كيف طبقت هذه الخطوات في حل المسائل.

مشروع الكيمياء

جلبرت لويس اطلب إلى بعض الطلاب البحث عن جلبرت نيوتن لويس، وعمل ملصقات توضح تراكيب لويس الأصلية. على أن يتبادلوا ويناقشوا هذه الملصقات معًا.

مثال 3–4

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

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الإجمالي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

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

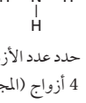
هناك 8 إلكترونات تكافؤ موجودة للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي. وللقيام بذلك اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط على 2.

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

يتوافر أربعة أزواج من الإلكترونات للترابط.

ضع زوجًا رابطًا من الإلكترونات بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية.



حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

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

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

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

ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.

2 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3.

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

مختبر الكيمياء يمكنك تنفيذ مختبر الكيمياء الموجود في نهاية الفصل في هذه المرحلة من الدرس.

دفتر الكيمياء

تراكيب لويس اطلب إلى الطلاب توقّع تراكيب لويس لبعض الجزيئات المألوفة لهم، ومنها: أول أكسيد الكربون CO، وثاني أكسيد الكربون CO_2، وثاني أكسيد الكبريت SO_2، وثالث أكسيد الكبريت SO_3، وسيانيد الهيدروجين HCN، وأول أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O، وأول أكسيد النيتروجين NO. ض م

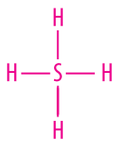
مثال في الصف

سؤال رباعي هيدريد السليكون عبارة عن غاز عند درجة حرارة الغرفة ويحترق بشكل فوري في الهواء. ما تركيب لويس لرباعي هيدريد السليكون SiH_4؟

الإجابة

$$\frac{1\ \text{إلكترون تكافؤ}}{1\ \text{atom H}} \times 4\ \text{atom H} + \frac{4\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom Si}} \times 1\ \text{atom Si}$$

$$= \frac{8\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{2} = 4\ \text{أزواج من إلكترونات الترابط}$$



وتركيب لويس هذا يوافق قاعدة الثمانية.

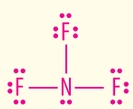
تشارك ذرة السليكون بأربعة إلكترونات، بينما تشارك أربع ذرات هيدروجين بأربع إلكترونات تعمل أربع روابط تساهمية أحادية.

الخلفية النظرية

جزيئات الفضاء الخارجي توفر جسيمات الغبار في سحب الغبار في الفضاء الخارجي سطوحًا تحدث فوقها التفاعلات الكيميائية، حيث تتجمع الذرات معًا لتكوّن جزيئات كبيرة. وفي أثناء حركة هذه الجزيئات في الفضاء الخارجي تحدث لها تغيرات في الطاقة، فينبعث منها إشعاع على شكل موجات الراديو. وقد اكتشف العلماء في مايو من عام 2000 م جزيء السكر البسيط "الريبوز" عائمًا في سحابة من الغبار الكوني تعرف باسم ساجتاريوس B2. وقد تعرّف رواد الفضاء أكثر من 120 جزيئًا من الجزيئات في الفضاء.

مسائل تدريبية

37.

38. 

مثال 4–4

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

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

لإيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ الموجودة

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

لذا، فهناك 16 إلكترون تكافؤ متوافر للترابط.

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

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

هناك 8 أزواج من الإلكترونات متوافرة للترابط.

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

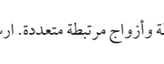
$$O - C - O$$

لتحديد عدد أزواج الترابط المتبقية، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الروابط من المجموع الكلي لأزواج الإلكترونات غير الرابطة.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوافرة غير الرابطة.

8 أزواج (المجموع الكلي) − زوجين مستخدمين = 6 أزواج غير رابطة

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة إلى كل ذرة أكسجين جانبية.



اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوافرة المتبقية.

6 أزواج (المجموع الكلي) − 6 أزواج مستخدمة = 0 أزواج غير رابطة

تفحص التركيب غير المكتمل، وبين مواقع الأزواج غير الرابطة. لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا توجد أزواج إلكترونات إضافية متاحة. ولحصول ذرة الكربون على ثمانية إلكترونات، يجب أن يكوّن الجزيء روابط ثنائية.

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

3 تقويم الإجابة

حقّق كل من الكربون والأكسجين القاعدة الثمانية.

مسائل تدريبية

39. ارسم تركيب لويس للإثيلين C_2H_4.

40. تحفيز يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على أزواج غير مرتبطة وأزواج مرتبطة متعددة. ارسم تركيب لويس للجزيء.

مثال في الصف

سؤال ثالث أكسيد السلينيوم عبارة عن مسحوق بلوري أبيض مصفر، ويتحلل بالحرارة ويُعد سامًا جدًّا. فما تركيب لويس لمركب ثالث أكسيد السلينيوم SeO_3؟

الإجابة

$$1\ \text{atom Se} \times \frac{6\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom Se}} + 3\ \text{atom O} \times \frac{6\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom O}}$$

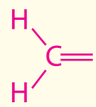
$$= \frac{24\ \text{إلكترون تكافؤ}}{2}$$

= 12 زوجًا من الإلكترونات

تحقق الذرات المترابطة جميعها قاعدة الثمانية.

مسائل تدريبية

39.



40.

تطبيقات الكيمياء

نضج الفاكهة والخضراوات تنتج الفواكه والخضراوات غاز الإثيلين C_2H_4 بشكل طبيعي عند نضجها. ويتم تسريع عملية النضج هذه في بعض الفواكه والخضراوات عند تعريضها للإثيلين؛ إذ يعتمد تأثير الإثيلين في الفواكه والخضراوات على حساسية النوع للتأثر به. أخبر الطلاب أن بإمكانهم تسريع نضج الفاكهة في المنزل، وذلك بوضع الفاكهة غير الناضجة في كيس من الورق وإحكام إغلاقه؛ حيث يسرّع غاز الإثيلين المحصور عملية النضج .

طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اطلب إلى الطلاب عمل ملصقات لخطوات الطريقة المنهجية التي يتبعونها في تحديد تركيب لويس لأحد الجزيئات أو الأيونات الآتية:

OH^-، PF^{6-}، BF_3، ClO_3^-، SF_3N أو CH_2Cl_2. ف م

تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات على الرغم من أن الأيون المتعدد الذرات يُعامل كأنه أيون واحد إلا أن الذرات فيه تكون مرتبطة بروابط تساهمية. لذا تكون خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم المركبات التساهمية. ويتلخص الفرق الرئيس في إيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط. وبالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ الموجودة في الذرات التي تكوّن الأيون، إذا كان الأيون مشحونًا بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات، وإذا كان مشحونًا بشحنة موجبة يكون عدد الإلكترونات أقل.

ولإيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ نجد أولاً العدد المتوافر لدى الذرات الموجودة في الأيون، ثم نطرح شحنة الأيون إن كان موجبًا أو نجمع شحنته إن كان سالبًا.

مثال 5–4

تركيب لويس للأيون المتعدد الذرات ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات PO_4^{3-} المتعدد الذرات.

1 تحليل المسألة

نعلم أن أيون الفوسفات يحتوي على ذرة فوسفور وأربع ذرات أكسجين وشحنة ثلاثية سالبة 3–. ولأن للفوسفور أقل قوة جذب للإلكترونات المشتركة تصبح ذرة الفوسفور هي الذرة المركزية، وذرات الأكسجين الأربع هي الذرات الجانبية.

2 حساب المطلوب

أوجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

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

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.

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

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

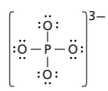
اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوفرة.

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

ضع ثلاثة أزواج غير رابطة لكل ذرة أكسجين جانبية

12 زوجًا غير رابطًا – 12 زوجًا مستخدمًا = 0

تبين عملية طرح الأزواج غير المرتبطة المستخدمة من الأزواج المتوافرة عدم وجود إلكترونات متوافرة لذرة الفوسفور. يبين الشكل الجانبي تركيب لويس لأيون الفوسفات.



3 تقويم الإجابة

حققت الذرات حالة الثمانية إلكترونات، والشحنة الكلية للمجموعة هي 3–.

مسائل تدريبية

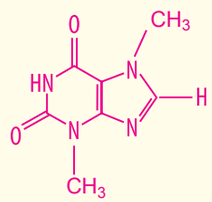
41. ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+.

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

التعزيز

الكيمياء والشوكولاتة يستهلك سكان العالم العربي الشوكولاتة مثل العديد من الناس حول العالم؛ إذْ يحتوي الكاكاو (الشوكولاتة) على مادة الثيوبرومين التي تشبه مادة الكافيين كيميائيًّا، على الرغم من أنها تفتقر إلى تأثير الكافيين المنبِّه. ض م

1. اكتب الصيغة الجزيئية لمادة الثيوبرومين. $C_7H_8N_4O_2$
2. حدِّد عدد روابط سيجما وروابط باي الموجودة في هذا الجزيء.
22 رابطة سيجما و4 روابط باي.



ثيوبرومين

التقويم

مهارة اكتب على بطاقة من الورق، الصيغة الكيميائية لجزيء أو أيون عديد الذرات. واطلب إلى الطلاب رسم تركيب لويس على الجهة الأخرى من البطاقة. ض م

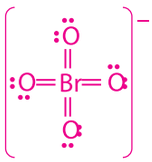
تطوير المفهوم

نمذجة الرنين اختر ثلاثة طلاب لتمثيل الذرات في الأيون العديد الذرات NO_2^-، ورتّب الطلاب الثلاثة بطريقة منتظمة؛ على أن تكون ذرة النيتروجين هي الذرة المركزية، وتكون إحدى الروابط رابطة ثنائية، والرابطة الأخرى أحادية. واطلب إلى الطلاب تحديد أشكال الرنين.

مثال في الصف

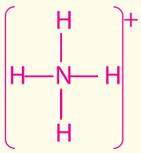
سؤال ما تركيب لويس الصحيح للأيون العديد الذرات BrO_4^-؟

الإجابة

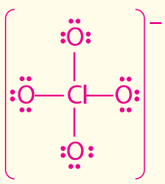


مسائل تدريبية

41.



42.



الخلفية النظرية

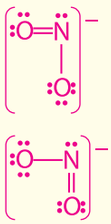
استثناءات قاعدة الثمانية يتكون العديد من المركبات دون أن تكوِّنَ ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. وعادة ما تكون المركبات التي تحتوي البريليوم والبورون، بوصفها ذرة مركزية، غير مكتملة الإلكترونات الثمانية، أما الذرات التي لها أكثر من ثمانية إلكترونات فتكون ذرات مركزية لا فلزية في الدورة 3 أو أعلى لأن لها مستويات من نوع d.

التقويم

المعرفة الفوسجين غاز سام جدًّا، عديم اللون يستعمل في الحروب، والصيغة الجزيئية له هي CCl_2O. اطلب إلى الطلاب رسم شكلين من أشكال الرنين لهذا الجزيء.

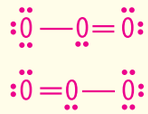
مسائل تدريبية

43.

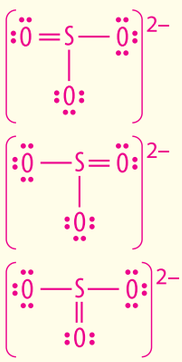


44.

45.



46.



الشكل 14–4 أشكال الرنين لأيون النترات NO_3^-.

a. تختلف أشكال الرنين هذه فقط في مكان الرابطة الثنائية. ولا تتغير أماكن ذرات النيتروجين والأكسجين.

b. يكون أيون النترات الحقيقي هو متوسط أشكال الرنين الثلاثة في a.

تبين الخطوط المنقطة أماكن محتملة للرابطة الثنائية.

أشكال الرنين Resonance Structures

يمكن باستخدام مجموعة الذرات نفسها الحصول على أكثر من تركيب لويس صحيح، وذلك حينما يكون للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات روابط أحادية وثنائية في الوقت نفسه. ولأيون النترات المتعدد الذرات المبين في **الشكل 14a–4** ثلاث أشكال متكافئة، يمكن استعمالها لتمثيل هذا الأيون.

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

ويشار إلى تركيب لويس الصحيح الذي يمثل الجزيء نفسه أو الأيون بأشكال الرنين. وتختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الإلكترونات لا في مكان وجود الذرة. لذا تختلف أماكن الأزواج غير الرابطة وأزواج الروابط في الأشكال. ولجزيء O_3 والأيونات المتعددة الذرات NO_3^-، NO_2^-، SO_3^{2-}، CO_3^{2-} أشكال رنين.

ومن المهم معرفة أن كل جزيء أو أيون له رنين خاص به، يظهر كأن له بناءً واحدًا فقط. انظر **الشكل 14b–4**، أظهرت القياسات العملية أن أطوال الروابط لهذا الجزيء المحسوبة في المختبر متماثلة، وتكون الروابط أقصر من الروابط الأحادية، ولكنها أطول من الروابط الثنائية. وقد وجد أنّ الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين.

مسائل تدريبية

ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

43. NO_2^- 44. SO_2 45. O_3

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

الشكل 15–4 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 القاعدة الثمانية. فهي تحتوي على سبعة إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

قاعدة الثمانية غير مكتملة

استثناءات القاعدة الثمانية Exceptions to the Octet Rule

عادة ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى. ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع القاعدة الثمانية. وهناك بعض الأسباب لهذه الاستثناءات.

العدد الفردي من الإلكترونات التكافؤ يمكن أن يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ، ولا تستطيع أن تكوّن ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. فمثلاً: NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين، أيْ أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ، لذا لا يمكنه تكوين عددٍ صحيح من أزواج الإلكترونات. انظر **الشكل 15–4**. وتعد ClO_2، NO أمثلة أخرى على جزيئاتٍ ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد.

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى استعمل بطاقات الفهرسة المقسومة إلى نصفين، واطلب إلى الطلاب كتابة نموذج التمثيل النقطي للكربون (C) على إحدى البطاقات، ونموذج التمثيل النقطي لذرة الأكسجين (O) على ثلاث بطاقات أخرى. واطلب إلى الطلاب أن يستعملوا البطاقات لتكوين أيون CO_3^{2-} العديد الذرات، وأخبرهم أن يحدِّدوا شحنة الأيون بوضع قوس على شكل مربع كبير حول الصيغة البنائية مع كتابة 2– خارج القوس. يجب أن يظهر عمل الطلاب الكربون ذرة مركزية، وثلاث ذرات أكسجين جانبية، ورابطتين أحاديتين، ورابطة واحدة ثنائية. واسألهم: هل بالإمكان ترتيب الذرات بشكل آخر وتحقيق قاعدة الثمانية لكلّ الذرات؟ هناك شكلان آخران محتملان للرنين. ويحدد موقع الرابطة المزدوجة شكل الرنين. د م

الشكل 16–4 في تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا، تقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.

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

حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية تُعزى الحالات الاستثنائية الأخرى للقاعدة الثمانية إلى وصول بعض المركبات إلى التركيب المستقر بأقل من ثمانية إلكترونات حول الذرة. وهذه المجموعة نادرة الوجود، ومن الأمثلة عليها BH_3. يوجد البورون في المجموعة 13، وهو عنصر شبه فلزي، ويكوّن ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لا فلزية أخرى.

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

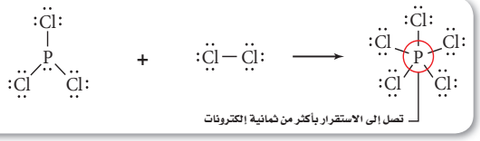
تتكون **الرابطة التساهمية التناسقية** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرةً أخرى أو أيونًا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكوّنا ترتيبًا إلكترونيًا مستقرًا بأقل طاقة وضع. انظر **الشكل 16–4**، عادة ما تكوّن الذرات، أو الأيونات ذات الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع ذرات أو أيونات تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات من المركبات التي لا تتبع القاعدة الثمانية ذرة مركزية تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ. ويمكن تفسير ذلك بالأخذ بعين الاعتبار المستوى d الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها. ويبين **الشكل 17–4** كيف تصل ذرة الفوسفور في جزيء PCl_5 إلى حالة الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات؛ إذ تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في مستوى s واحد، وثلاثة مستويات p ومستوى d واحد.

والمثال الآخر هو جزيء SF_6 الذي يحتوي على ست روابط تتشارك في 12 إلكترونًا في مستوى s وثلاثة مستويات p، واثنين من مستويات d.

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

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



الشكل 17–4 قبل تفاعل PCl_5 و Cl_2 تتبع كل ذرة في المادة المتفاعلة القاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج PCl_5 الذي لا تتبع ذرة الفوسفور فيه القاعدة الثمانية.

إجابة سؤال الشكل 16–4 نعم، كلُّ ذرَّة مشاركة في الرابطة لها ثمانية إلكترونات.

التعلم البصري

الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات (قاعدة الثمانية الممتدة) اطلب إلى الطلاب تحديد موضع اللافلزات التي تقع في الدورة 3 من الجدول الدوري؛ إذ تحصل هذه العناصر على الاستقرار عند وجود أكثر من 8 إلكترونات في المستوى الخارجي لكل منها، موضحًا أن الفوسفور لافلز في المجموعة 15، وله 5 إلكترونات تكافؤ، ويستطيع المشاركة فيها جميعًا. مما يجعل التوزيع الإلكتروني له sp^3d قادر على استيعاب 10 إلكترونات.

ثم اطلب إلى الطلاب عمل نموذج لكلٍّ من PF_5 و SCl_6 و ClF_5، باستعمال قطع حلوى الخطمي لتمثيل الذرات، وأعواد تنظيف الأسنان لتمثيل الرابطة التساهمية المفردة. **ف م**

ماذا قرأت؟ يحوي الجزيء عددًا فرديًّا من إلكترونات التكافؤ، ويكون الجزيء في حالة الاستقرار بعدد أقل من ثمانية إلكترونات تكافؤ، والجزيء يكون مستقرًّا بأكثر من ثمانية إلكترونات تكافؤ (قاعدة الثمانية الممتدة).

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى استخدم التشابه الآتي لتوضيح الروابط التساهمية للطلاب. عندما تستعير قرصًا مدمجًا من أحد الأصدقاء فإنك تتعامل معه على أنه من ممتلكاتك الشخصية في أثناء استخدامك له، مع أنه من ممتلكات صديقك في الوقت نفسه. **د م**

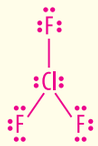
مثال في الصف

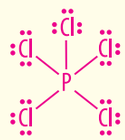
سؤال سادس فلوريد السلينيوم غاز سام يستعمل في العزل الكهربائي. ما تركيب لويس لهذا المركب؟

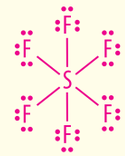
الإجابة

لكل ذرة فلور ثمانية إلكترونات، ولذرة السلينيوم أكثر من ثمانية إلكترونات.

مسائل تدريبية

.47 

.48 

.49 

مثال 6–4

تراكيب لويس: استثناءات القاعدة الثمانية الزينون غاز نبيل، يكوّن مركبات نادرة عند تفاعله مع اللافلزات الشديدة الجذب للإلكترونات. ارسم تركيب لويس الصحيح للجزيء XeF_4 .

1 تحليل المسألة

لديك الجزيء XeF_4 الذي يحتوي على ذرة Xe واحدة، وأربع ذرات F. ولأن جاذبية Xe للإلكترونات قليلة لذلك يُكون الذرة المركزية.

2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ.

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

حدد العدد الكلي لأزواج الربط.

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

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

حدد عدد الأزواج غير الرابطة

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

أضف ثلاثة أزواج إلكترونات إلى كل ذرة F.

وأوجد عدد الأزواج غير الرابطة.

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

ضع الزوجين المتبقيين على ذرة Xe المركزية.

3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية:

47. ClF_3

48. SO_3

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

التقويم 4-3

الخلاصة

- هناك أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عندما يكون هناك أكثر من شكل لويس للجزيء الواحد.
- لا تتبع بعض الجزيئات القاعدة الثمانية.

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

51. **اذكر** الخطوات الضرورية لرسم تراكيب لويس.

52. **لخص** استثناءات القاعدة الثمانية من خلال عمل أزواج من الجزيئات والعبارات الآتية: PI_3 ، و ClO_2 ، و BF_3 ، عدد فردي من إلكترونات التكافؤ، أكثر من ثمانية إلكترونات، أقل من ثمانية إلكترونات.

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

54. **ارسم** أشكال الرنين لجزيء أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O.

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

3. التقويم

التحقق من الفهم

اكتب إحدى الصيغ الجزيئية على السبورة. واطلب إلى الطلاب رسم تركيب لويس للجزيء. ض م

إعادة التدريس

راجع خطوات رسم تركيب لويس مستخدمًا الجزيئين N_2O و BeF_2. واطلب إلى الطلاب تحديد ما إذا كانت هذه الجزيئات استثناءات لقاعدة الثمانية، أو أنها تظهر شكل الرنين. ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب البحث حول المركبات المتكونة من غاز الزينون النبيل. واطلب إليهم رسم تركيب لويس لكل جزيء. ض م

التقويم 4-3

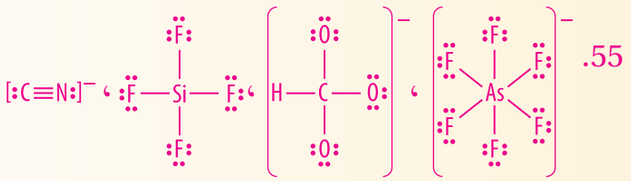
50. عدد الذرات وأنواعها، شكل تقريبي للجزيء.

51. حدِّد الذرة المركزية والذرات الجانبية، وحدِّد عدد إلكترونات وأزواج الإلكترونات المترابطة، ثم صل الذرات الجانبية بالذرة المركزية بوساطة روابط أحادية. وحدِّد عدد أزواج الربط المتبقية، ثم طبّق قاعدة الثمانية لتكوّن روابط ثنائية أو ثلاثية إذا اقتضت الضرورة.

52. قاعدة الثمانية الممتدة، PI_5 ؛ عدد فردي من إلكترونات التكافؤ، ClO_2؛ أقل من ثمانية إلكترونات، BF_3 .

53. لا، يجب أن يكون للجزيء أو الأيون العديد الذرات رابطة أحادية ورابطة ثنائية لكي يظهر خاصية الرنين

54. $:\ddot{N}=N=\ddot{O}:$ أو $:N\equiv N-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}:$

55. 

4-4

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (14) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

شكل الجزيء أحضر إلى الصف أربعة بالونات منفوخة، وأخبر الطلاب أن هذه البالونات تمثل أزواج إلكترونات الربط. اربط نهاية بالونين معًا، واطلب إلى الطلاب توقُّع شكل الجزيء. خطي. اربط نهايات ثلاثة بالونات معًا، واطلب إلى الطلاب توقع شكل الجزيء. مثلث مستوٍ. وأخيرًا، اربط نهايات البالونات الأربعة معًا، واسأل الطلاب عن الشكل. رباعي الأوجه. ض م

2. التدريس

عرض سريع

نموذج لمشاركة الإلكترونات

استعمل بالونات صغيرة؛ لتمثل أزواج الإلكترونات المرتبطة، وبالونات كبيرة لتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة؛ لعمل نماذج تحاكي أشكال الجزيئات التالية: HCl, H_2O, NH_3, CH_4 مستعملاً الفئات الآتية من البالونات: HCl بالون صغير وثلاثة بالونات كبيرة، H_2O بالونان صغيران و بالونان كبيران، NH_3 ثلاثة بالونات صغيرة وبالون كبير، CH_4 أربعة بالونات صغيرة. ثم اربط البالونات معًا، واسأل الطلاب أن يلاحظوا شكل كل جزيء. د م

4–4

أشكال الجزيئات Molecular Shapes

الأهداف

- **تلخص** مفهوم نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR.
- **تتوقع** الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء.
- **تعرف** التهجين.

مراجعة المفردات

المستوى: منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تصف الموقع المحتمل لوجود إلكترون.

المفردات الجديدة

نموذج VSEPR

التهجين

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

الربط مع الحياة لعلك يومًا دلكت بالونين بشعرك وأنت تلعب. هل رأيت كيف يتنافر البالونان بسبب شحنتيهما المتشابهتين، ويبتعد أحدهما عن الآخر؟ وكذلك الحال مع الشحنات؛ فإن أشكال الجزيئات تتأثر بقوى التنافر الإلكترونية.

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR Model

يُحدّد شكل الجزيء الكثير من خواصه الفيزيائية والكيميائية، وتحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل مستويات الإلكترونات المشتركة معًا شكل الجزيء. وقد طُوّرت أكثر من نظرية لشرح تداخل مستويات الترابط، ويمكن استخدامها في توقع شكل الجزيء. كما يمكن معرفة شكل الجزيء عندما نرسم تراكيب لويس له. ويُسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء **نموذج VSEPR** (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ). ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

زاوية الرابطة لفهم نموذج VSEPR على نحو أفضل تخيل بالونات منتفخة بحجوم متماثلة ومربوطًا بعضها مع بعض كما في **الشكل 18–4**؛ حيث يمثل كل بالون منطقة كثافة إلكترونية، وتمنع قوة تنافر منطقة الكثافة الإلكترونية الإلكترونات الأخرى من دخولها. وعندما تتصل مجموعة من البالونات بنقطة مركزية، وهي تمثل الذرة المركزية فمن الطبيعي أن تأخذ هذه البالونات شكلاً يقلل من التصادم بينها.

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة، وتعمل قوى التنافر هذه على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة بعضها مع بعض. وتعرف الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة. وتكون قيم زوايا الروابط التي يمكن توقعها بنموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ مدعومة بأدلة تجريبية. وتؤثر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة أيضًا في تحديد شكل الجزيء؛ إذ تحتل هذه الإلكترونات مستويات أكبر قليلًا مقارنة بالإلكترونات المشتركة. لذا تضغط أزواج الإلكترونات غير الرابطة مستويات الربط المشتركة بين الذرات.

الربط مع علم الأحياء يعد شكل جزيئات الطعام عاملاً مهمًّا في تحديد طعمها، حيث تغطي براعم التذوق سطح اللسان، ويحتوي كل برعم ما بين 50 إلى 100 من خلايا مستقبلات الذوق.

شكل خطي

مثلث مستو

شكل رباعي الأوجه منتظم

الشكل 18–4 تبتعد أزواج الإلكترونات في الجزيء بعضها عن بعض قدر ما أمكن ذلك، كما هو مبين في ترتيب البالونات. إذ يكوّن زوجان شكلاً خطيًّا، وتكوّن ثلاثة أزواج شكل مثلث مستوٍ. في حين تكوّن أربعة أزواج شكلاً رباعي الأوجه منتظمًا.

وتحدد خلايا مستقبلات التذوق 5 نكهات، هي الحلو والمر والمالح والحامض ونكهة طعم جلوتومات الصوديوم الأحادية MGS. وتستجيب كل خلية مستقبلة للذوق نكهة واحدة فقط.

تتحدد أشكال جزيئات الطعام اعتمادًا على تركيبها الكيميائي. وحينما يدخل الجزيء نسيج التذوق يجب أن يكون له الشكل الصحيح لتتمكن كل خلية عصبية من تمييزه، وإرسال رسالة إلى الدماغ الذي يحللها بوصفها نكهة معينة. وعندما ترتبط هذه الجزيئات بمستقبلات الطعم الحلو يكون مذاقها حلوًا. وكلما ازداد عدد جزيئات الطعام المرتبطة بمستقبلات الطعم الحلو زادت حلاوة الطعام. فالسكر والمُحلِّيات المصنعة ليست الجزيئات الحلوة الوحيدة؛ فبعض البروتينات الموجودة في الفاكهة جزيئات حلوة الطعم. ولقد تم إدراج بعض أشكال الجزيئات المعروفة في الجدول 6–4.

التهجين Hybridization

يحدث التهجين عند دمج شيئين معًا، حيث يكون للشيء الهجين خواص كلا الشيئين معًا. فالسيارات الهجينة مثلًا تستخدم الكهرباء والبنزين مصادر للطاقة. وخلال الترابط الكيميائي يخضع العديد من المستويات الذرية لعملية التهجين. ولفهم ذلك، ادرس رابطة جزيء الميثان CH_4. فلذرة الكربون 4 إلكترونات تكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني هو $[He]2s^22p^2$. وربما تتوقع أن يرتبط الإلكترونان المنفردان من p بذرات أخرى، وأن تبقى إلكترونات 2s أزواجًا غير مرتبطة. ولكن يحصل لذرات الكربون عملية التهجين، حيث تختلط المستويات الفرعية لتكوّن مستوياتٍ مهجّنة جديدة.

يبين الشكل 19–4 المستويات الهجينة في ذرة الكربون، حيث يحتوي كل فلك مهجن على إلكترون واحد يمكن أن يشترك به مع ذرة أخرى، ويُسمى بالمستوى المهجن sp^3 لأنه يتكون من المستوى s وثلاثة مستويات p. ويعد الكربون أشهر العناصر التي تخضع لعملية التهجين. ويكون عدد المستويات التي تختلط معًا وتكوّن المستوى المهجن مساويًا لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات، كما في الجدول 6–4. بالإضافة إلى ذلك يكون عدد المستويات المهجنة الناتجة مساويًا عدد المستويات المتداخلة.

فعلى سبيل المثال، لـ $AlCl_3$ ثلاثة أزواج من الإلكترونات، ويتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء مثلثًا مستويًا. وينتج هذا الشكل عند تداخل المستوى الفرعي s مع مستويين فرعيين من p في الذرة المركزية Al وتكوين ثلاثة مستويات هجينة متشابهة من نوع sp^2. تحتل الأزواج غير المرتبطة مستوياتٍ مهجنة أيضًا. قارن بين المستويات المهجنة في H_2O و $BeCl_2$ الموجودة في الجدول 6–4، حيث يحتوي كل من المركبين على ثلاث ذرات. فلماذا يحتوي جزيء H_2O على مستويات sp^3؟ هناك زوجان غير مرتبطين على ذرة الأكسجين المركزية في H_2O، لذا يجب أن يكون هناك أربعة مستويات مهجنة، اثنان للربط واثنان لأزواج غير مرتبطة.

تذكّر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة، ورابطة باي أو أكثر. تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مستوياتٍ مهجنة مثل sp و sp^2 ، أما بقية مستويات p غير المهجنة فتكوّن روابط باي (π). وإذا علمت أن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية تحتوي على مستوى مهجن واحد. لذا فإن CO_2 يحتوي على رابطتين ثنائيتين ويكون المستوى المهجن من نوع sp.

ماذا قرأت؟ **اذكر** عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط في المستوى المهجن sp^3.

المفردات

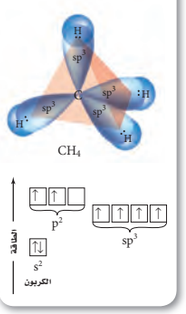
أصل الكلمة

مثلث مستوٍ Trigonal planner

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

الشكل 19–4 تشغل إلكترونات ذرة الكربون الموجودة في المستويات 2s و 2p مستوياتٍ مهجنة من نوع sp^3. لاحظ أن قيمة طاقة المستويات المهجنة تعادل متوسط طاقة وضع مستويات s و p الأصلية. وتبعًا لنظرية VSEPR فإن الشكل الرباعي الأوجه المنتظم يقلل التنافر بين المستويات المهجنة في جزيء CH_4.

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



طرائق تدريس متنوعة

فوق المستوى اطلب إلى الطلاب البحث حول نظرية المستوى الجزيئي Molecular orbital theory، حيث تصف هذه النظرية الإلكترونات في الجزيء بدلاً من استعمال المستويات في الذرة، وينبغي على الطلاب أن يكتبوا تقاريرا بنتائج أبحاثهم مضمنةً بالأشكال التوضيحية ويعرضوها على زملائهم. ف م

الرياضيات في الكيمياء

الشكل الهندسي استعمل مجموعة النماذج الجزيئية (الكرات والوصلات) لعمل نماذج لأشكال بعض الجزيئات. ابدأ بعمل نموذج جزيء H_2، واسأل الطلاب: لماذا يُعدُّ جزيء الهيدروجين خطيًّا؟ لأنه يمكن رسم خط مستقيم بين الذرتين. ثم اعمل نموذج جزيء BeH_2، واسأل الطلاب تحديد شكله. خطي، ثم اعمل نموذجًا واطلب إلى الطلاب ملاحظة أن الذرات الأربع تقع في المستوى نفسه. واقطع قطعة مثلثية الشكل من شفافية بلاستيكية وضعها فوق الجزيء، واطلب إلى الطلاب تحديد زاوية الرابطة. 120°. يعرف شكل الجزيء باسم المثلث المستوي. اعمل نموذج جزيء CH_4 أيضًا، واطلب إلى الطلاب قص أربعة مثلثات متساوية الأضلاع، وقم بتثبيتها على الجزيء لتشكيل النموذج الهندسي، واطلب إليهم وصف الشكل الناتج. رباعي الأوجه منتظم. ثم اعمل نموذج جزيء NH_3 وغلِّف الجزيء بقطع بلاستيكية، وحدد الشكل الهندسي له. وأخبرهم أن الشكل يعرف باسم الهرم الثلاثي. وعليهم أن يلاحظوا أنه لا توجد نقط داخلية في شكل هذا الجزيء، كما أن كلَّ ذرَّة تكون على استقامة مع أحد رؤوس الهرم. وأخيرًا اعمل نموذج جزيء H_2O، واطلب إلى الطلاب تحديد شكل الجزيء. منحنٍ، وأشر إلى أن شكل الجزيء مستوٍ، وأن الزاوية منفرجة. ف م

التوسع

الأشكال الهندسية المعقّدة أعد النشاط السابق لجزيء PCl_5 وجزيء SF_6، واطلب إلى الطلاب تحديد الأشكال الهندسية لهما. ثنائي الهرم مثلثي، ثماني الأوجه. ف م

إجابة سؤال الشكل 19–4 أربعة.

ماذا قرأت؟ واحد.

التقـــويـــم

الأداء دع الطلاب يعدّوا نماذج للأشكال الآتية باستعمال نموذج VSEPR: خطّي، مثلث مستوٍ، ثنائي الهرم مثلثي، وثُمانيّ الأوجه. ض م

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب استعمال تركيب لويس AsH_3 لتوقُّع شكل جزيء وزاوية الرابطة، والمستويات الهجينة في الزرنيخ ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب استعمال كرات صغيرة من الصلصال لتمثيل الأنوية وإلكترونات التكافؤ، واستعمال أعواد تنظيف الأسنان الملونة لتمثيل إلكترونات الربط، وأعواد تنظيف الأسنان غير الملونة لتمثيل الإلكترونات المفردة. اعمل نموذجًا لجزيء CH_4، ثم اطلب إلى الطلاب تحديد نوع المستويات الهجينة للكربون وشكل الجزيء. sp^3، رباعي الأوجه. كرِّر النشاط مستخدمًا جزيء NH_3، sp^3 ، مثلثي هرمي، وجزيء H_2O، sp^3، منحن. ض م

التوسع

اطلب إلى الطلبة أن يشرحوا كيف تمتلك ذرة الكربون أربعة أماكن ربط، بينما يشير توزيعه الإلكتروني $[He]\ 2S^2\ 2p^2$ أن له مكانين للربط فقط. يحصل التهجين للمستويات الفرعية في $2S^2\ 2p^2$، فتتكون أربعة مجالات ربط sp^3.

التقـــويـــم

الأداء اطلب إلى الطلاب كتابة صيغة جزيئية لجزيء بسيط على ورقة، واطلب إلى طالب آخر رسم نموذج للجزيء، وتوقع الشكل الهندسي، ونوع التهجين، وزاوية الرابطة لهذا الجزيء. ض م

الجدول 6-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	المستويات المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	180° خطي
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	120° مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	109.5° رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	107.3° مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	104.5° منحن
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	90° 120° ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	90° 90° ثماني الأوجه منتظم

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات فتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

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

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

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

لجزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104° مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.

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

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

مشروع الكيمياء

السلفورافين مركب من مكونات البروكلي، اكتشف أنه عامل فعّال في مقاومته لأمراض السرطان. اطلب إلى الطلاب البحث عن السلفورافين $(C_5H_{11}OS)$، ورسم نماذج تمثل هذا الجزيء. ف م

دفتر الكيمياء

أشكال الجزيئات اطلب إلى الطلاب توقع شكل الجزيء وزاوية الرابطة للجزيئات الشائعة التالية: $HF, H_2S, CCl_4, CH_2O, NO_2, CO_2$ ض م

مثال 7–4

ما شكل الجزيء؟ ثلاثي هيدريد الفوسفور غاز عديم اللون ينتج عن تعفن المواد العضوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والمستويات المهجنة فيه.

1 تحليل المسألة

نعلم من المعطيات أن الجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور، وله 3 ذرات هيدروجين جانبية متصلة بذرة فوسفور مركزية.

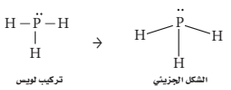
2 حساب المطلوب

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

حدد العدد الكلي للأزواج المرتبطة

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

ارسم شكل لويس باستخدام زوج من الإلكترونات بين كل ذرة هيدروجين وذرة فوسفور مركزية، وضع الزوج غير الرابط على ذرة الفوسفور.



الشكل الجزيئي مثلث هرمي ويكون مقدار زاوية الرابطة 107°، ونوع التهجين sp^3 في المستويات المهجنة.

3 تقويم الإجابة

كل أزواج الإلكترونات مستخدمة، وكل ذرة لها التوزيع الإلكتروني المستقر.

مسائل تدريبية

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

56. BF_3
57. OCl_2
58. BeF_2
59. CF_4

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

التقويم 4-4

الخلاصة

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

61. **الفكرة الرئيسة** لخص فكرة نموذج VSEPR للترابط.
62. **عرّف** زاوية الرابطة.
63. **اشرح** كيف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير مترابطة في المسافات بين مستويات الروابط المشتركة؟
64. **قارن** بين حجم المستوى الذي يحتوي زوج إلكترون مشتركًا وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير مرتبط.
65. **حدّد** نوع المستويات المهجنة وزوايا الروابط في جزيء له شكل رباعي الأوجه منتظم.
66. **قارن** بين شكل الجزيء والمستويات المهجنة لكل من PF_3 و PF_5. واشرح الفرق بين شكليهما.
67. **نظّم** كلًا مما يأتي في جدول: تركيب لويس، شكل الجزيء وزاوية ربط المستويات المهجنة لكل من: NCl_3، و CCl_2F_2 ، و H_2Se ، و CH_2O ، و CS_2.

مثال في الصف

سؤال ثاني كلوريد الكبريت سائل أحمر اللون عند درجة حرارة الغرفة. فما شكل جزيء ثاني كلوريد الكبريت؟ ما مقدار زاوية الرابطة؟ وما نوع التهجين؟

الإجابة

تحقق الذرات جميعها قاعدة الثمانية، والشكل منحن، وزاوية الرابطة مقدارها 104.5°، والتهجين يكون sp^3.

مسائل تدريبية

56. مثلث مستو، 120°، sp^2
57. منحن، 104.5°، sp^3
58. خطي، 180°، sp
59. رباعي الأوجه منتظم، 109°، sp^3
60. رباعي الأوجه منتظم، 109°، sp^3

التقويم 4-4

61. تحدِّد نظرية VSEPR شكل الجزيئات استنادًا إلى طبيعة التنافر بين أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.
62. زاوية الرابطة هي الزاوية المحصورة بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية.
63. يحتل زوج الإلكترونات غير المرتبط مكانًا أكبر من زوج الإلكترونات المرتبط، لذا يؤدي وجود زوج إلكترونات غير مرتبط إلى دفع أزواج الربط؛ ليقترب بعضها من بعض.
64. يحتل المستوى الذي يحتوي زوج إلكترونات غير مرتبط مكانًا أكبر من المستوى الذي يحتوي زوج إلكترونات مرتبط.
65. sp^3 و 109°.
66. PF_3 مثلثي هرمي والمستويات الهجينه فيه من نوع sp^3. PF_5 ثنائي الهرم مثلثي والمستويات الهجينه من نوع sp^3d. يتم تحديد الشكل من خلال نوع التهجين.
67. CS_2: خطي، 180°، sp
CH_2O: مثلث مستوٍ، 120°، sp^2
H_2Se : منحن، 104.5°، sp^3
CCl_2F_2: رباعي الأوجه منتظم، 109°، sp^3
NCl_3: مثلثي هرمي، 107°، sp^3

4-5

1. التركيز

شريحة التركيز

قبل بدء الدرس، اعرض على الطلاب شريحة التركيز رقم (15) الواردة في مصادر التعلم للفصول (4–1)، ويمكنك عرضها ملونة من خلال الرجوع إلى الموقع الإلكتروني: www.obeikaneducation.com د م

الفكرة الرئيسة

الكهروسالبية والقطبية اطلب إلى طالبين شد الحبل بقوة متساوية من كلا الطرفين، وأخبر الطلاب أن الحبل يمثِّل زوج الإلكترونات المشتركة. ثم اسأل: ماذا يمثّل هذا الحبل عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات؟ مشاركة متساوية في الإلكترونات. ثم اطلب إلى أحد الطالبين أن يشدَّ الحبل بصورة أكبر من الطالب الآخر ويسحبه في اتجاهه. واسأل: ماذا يمثِّل هذا عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات؟ عدم التساوي في مشاركة الإلكترونات. ثم اطلب إلى الطلاب تحديد أيّ الذرات لها قدرة أكبر في الحصول على الإلكترونات. الذرة التي لها قوة الجذب الأكبر للإلكترونات. وأخيرًا اسأل: ما نوع الرابطة التي يتمُّ تمثيلها إذا تمَّ جذب الإلكترونات كليًّا من ذرّةٍ ما؟ رابطة أيونية. ض م

2. التدريس

عرض سريع

قطبية الماء ثبت سحاحة على حامل فوق حوض المغسلة، واملأها بالماء. ثم افتح السحاحة وقرب إلى الماء النازل فيها مسطرة بلاستيكية بعد دلكها بقطعة من الصوف أو الحرير، ودع الطلاب يلاحظوا انحراف مجرى الماء نحوها. أعد الخطوات السابقة مستعملًا مذيب الدهان أو الهكسان بدلًا من الماء. لا يحدث شيء. واطلب إلى الطلاب محاولة تفسير النتائج. ارجع إلى هذا العرض السريع عند مناقشة القطبية، وأشر إلى أن الماء قطبي، بينما مذيب الأصباغ غير قطبي. تنجذب الشحنات الجزئية في جزيء الماء إلى المسطرة البلاستيكية ذات الشحنات السالبة. ض م

4–5

الكهروسالبية والقطبية
Electronegativity and Polarity

الأهداف

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

مراجعة المفردات

الكهروسالبية: المقدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية غير القطبية

الرابطة التساهمية القطبية

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

الربط مع الحياة تختلف قدرة الناس على سحب الأشياء بحسب قوة أذرعهم، مثل لعبة شد الحبل. وكذلك تختلف قدرة الذرات على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية.

الميل الإلكتروني، والكهروسالبية، وخواص الروابط
Electron Affinity, Electronegativity, and Bond Characters

يعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون في أثناء التفاعل الكيميائي على قدرة جذب الذرات للإلكترونات. والميل الإلكتروني هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون. وفيما عدا الغازات النبيلة، يزداد الميل الإلكتروني كلما زاد العدد الذري عبر الدورة، ويقل كلما زاد العدد الذري عبر المجموعة. تساعد قيم الكهروسالبية الموجودة في **الشكل 20–4**، الكيميائيين على حساب الميل الإلكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية.

تذكر أن الكهروسالبية تشير إلى القدرة النسبية للذرة لجذب إلكترونات الرابطة الكيميائية. ولاحظ أنه يتم تعيين قيم الكهروسالبية، في حين يتم قياس قيم الميل الإلكتروني علميًّا في المختبر.

الكهروسالبية يوضح الجدول الدوري في **الشكل 20–4** مقادير الكهروسالبية للعناصر. لاحظ أن للفلور أكبر قيمة كهروسالبية 3. 98 في حين أن للفرانسيوم أقل قيمة 0. 7. ولأن الغازات النبيلة لا تتفاعل في الغالب، ولا تكون المركبات، لذا لا يتضمن الجدول قيم الكهروسالبية للهيليوم والنيون والأرجون. ومع ذلك تتحد الغازات النبيلة الكبيرة –ومنها الزينون– مع الذرات التي لها قيم كهروسالبية عالية مثل الفلور.

قيم الكهروسالبية لمجموعة من عناصر الجدول الدوري

1 H 2.20																	2 He
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	54 Xe
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1															

فلز
شبه فلز
لافلز

الشكل 20–4 تحسب قيم الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن مقادير الكهروسالبية لسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات غير ظاهرة في الجدول لكنها تتراوح بين 1. 12 و 7. 1.

الجدول 7-4 فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة

فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
0.4 – 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

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

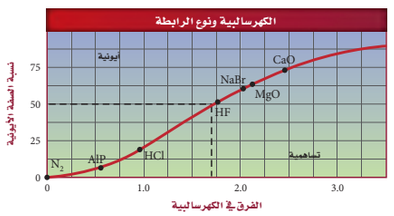
ويبين **الجدول 7–4** إمكانية توقع نوع الرابطة باستعمال فرق الكهروسالبية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق الكهروسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرًا، وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتعد هذه الرابطة **تساهمية غير قطبية** أو تساهمية نقية.

وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها مقادير كهروسالبية مختلفة لذا لا يتوزع زوج إلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع **رابطة تساهمية قطبية**. وعندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى، مما يؤدي إلى تكوُّن رابطة أيونية.

أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة ما إذا كانت أيونية أو تساهمية. فإذا كان الفرق في الكهروسالبية 1.7 فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% أيونية، وبنسبة 50% تساهمية.

وعادةً تتكون الرابطة الأيونية عندما يكون فرق الكهروسالبية أكبر من 1.7. ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع التجارب العملية التي يرتبط فيها لافلزان معًا. ويلخص **الشكل 21–4** مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما نسبة أيونية الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتين فرق الكهروسالبية بينهما 2.00؟ وأين سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

ماذا قرأت؟ **حلّل** ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة تساهمية نقية؟



الشكل 21–4 يوضح الرسم البياني أن فرق الكهروسالبية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الصفة الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الأيونية فيها أكثر من 50%.

اختبار الرسم البياني
حدد نسبة الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

طرائق تدريس متنوعة

دون المستوى اطلب إلى سبعة طلاب أن يقفوا في جهة، ويقف شخص واحد في الجهة الأخرى، لتمثيل كيفية انتقال الإلكترونات. اطلب إلى شخصين بالحجم نفسه تمثيل جزيء غير قطبي. وأخيرًا اطلب إلى شخص ضخم وآخر صغير تمثيل جزيء قطبي. **د م**

ماذا قرأت؟ 0%.

اختبارالرسم البياني 74% تقريبًا.

المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

أحد المفاهيم الشائعة غير الصحيحة هو أن الرابطة بين ذرتين إما أن تكون رابطة تساهمية بالكامل، أو رابطة أيونية بالكامل.

استكشاف المفاهيم الشائعة غير الصحيحة

اطلب إلى الطلاب كتابة حالات مشابهة لتوضيح الرابطة التساهمية غير القطبية، والرابطة التساهمية القطبية، والرابطة الأيونية.

عرض المفهوم

اطلب إلى الطلاب أن يتخيلوا شخصًا ما يأكل في مطعم مع صديق له، ويطلب كلّ شخص منهما طعامًا مختلفًا عن الآخر، ثم يشتركان في الوجبتين. ما الذي يجب عمله ليتشاركا بالتساوي؟ ينبغي تقسيم الوجبة إلى نصفين وأن يحصل كل شخص على النصف المخصص له. ثم اسأل الطلاب كيف تكون المشاركة غير المتساوية. أن تكون الحصص (المشتركة) غير متساوية. عندما يأكل شخص ما وجبته كاملة بالإضافة إلى جزء من وجبة الشخص الآخر ما نوع الرابطة التي يمثلها ذلك؟ أيونية.

تقويم المعرفة الجديدة

اطلب إلى الطلاب تحديد نوع الرابطة لبعض أزواج الذرات باستعمال الرسم البياني للكهروسالبية والنسبة المئوية للخواص الأيونية المبين في **الشكل 20–4**. واطلب إليهم تحديد أيّ الذرتين لها الاحتمال الأكبر في الحصول على الإلكترون: H وBr تساهمية قطبية، Br. C وO تساهمية قطبية، O. Li وF أيونية، F. O وO تساهمية غير قطبية، تتشارك الإلكترونات بالتساوي. **ض م**

سؤال النص ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة بين ذرتين فرق الكهروسالبية بينهما 2.00؟ 60% تقريبًا.

أين يمكن رسم LiBr على المنحنى البياني؟ عن يسار NaBr، عند فرق كهروسالبية 1.98

التقـــويـــم

الأداء اعـرض نماذج لبعض الجزيئات الشـائعة على الطلاب، واطلـب إليهم تحديـد نوع الرابطـة ونوع الجزيء قطبـي أو غير قطبي. ويمكنك عرض نماذج لهذه الجزيئات:

$H_2S, HCl, CH_2O, CH_3Cl, CS_2, SO_2$. **ض م**

ماذا قرأت؟ يمتلك الماء جزيئات تسـاهمية قطبية تتأثر بالمجال الكهربائي الناتج عن بالون مشحون.

الشكل 22–4 قيمة الكهروسالبية للكلور أعلى منها للهيدروجين، ولذلك يقضي زوج الإلكترونات المشترك في جزيء HCl مع Cl فترة من الوقت أكبر منها مع H. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف (ذرة) من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج من الإلكترونات.

الكهروسالبية	Cl = 3.16
الكهروسالبية	H = 2.20
الفرق	= 0.96

δ^+ δ^-

H — Cl

الروابط التساهمية القطبية Polar Covalent Bonds

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

ويستخدم الحرف الإغريقي δ ليمثل الشـحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية. وتمثل δ^- شـحنة جزئية سالبة، في حين تمثل δ^+ شحنة جزئية موجبة. وتضاف δ^- و δ^+ إلى الشكل الجزيئي لتوضيح قطبية الرابطة التسـاهمية، كما في **الشكل 22–4**. تكون الـذرة ذات الكهروسالبية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة. أما الذرة ذات الكهروسالبية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وتعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية القطب.

القطبيـة الجزيئيـة تكـون الجزيئـات ذات الروابط التسـاهمية قطبية أو غـير قطبية، ويعتمـد نـوع الرابطة على مـكان وطبيعة الروابط التسـاهمية في الجـزيء. ومن الخواص المميـزة للجزيئـات غـير القطبية أنها لا تنجـذب للمجـال الكهربائي، إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي؛ ويعود السبب في ذلك إلى أن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب، لها شـحنات جزئية عند أطرافها، لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متسـاوية عند الطرفين. وينتج عن ذلك تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

القطبيـة وشكل الجزيء يمكنك معرفة سـبب كون بعـض الجزيئات قطبية وبعضها الآخـر غير قطبي بمقارنـة جزيء الماء H_2O وجـزيء رباعي كلوريـد الكربون CCl_4؛ حيـث لـكلا الجزيئـين روابط تسـاهمية قطبيـة. وتبعًـا لمعلومـات **الشـكل 20–4**. فإن الفرق في الكهروسـالبية بين ذرتي الهيدروجين والأكسـجين يسـاوي 1. 24، والفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0. 61. وعلى الرغم من وجود اختلاف في الكهروسالبية إلا أن رابطة H – O وروابط C – Cl جميعها روابط تساهمية قطبية.

δ^+ δ^- $\quad$ δ^+ δ^-

H–O $\quad$ C–Cl

واعتمادًا على الصيغ الجزيئية نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تسـاهمية قطبية، ولكن جزيء الماء فقط قطبي.

مـاذا قرأت؟ طبق لماذا ينحني مجرى الماء البطيء مـن الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة؟

مهن في الكيمياء

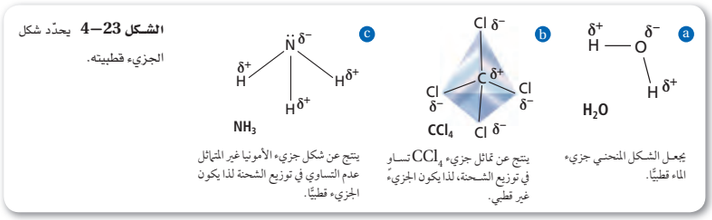
كيميائيو التغذية يجب على كيميائي التغذية معرفة كيف تتفاعل المواد وتتغير تحت الظـروف المتنوعـة. يعمـل معظم كيميائـي التغذية لدى الشركات الصانعة لنكهات الطعـام والشراب. ويتم تدريبهم مـدة خمس سنوات في مختبرات التغذية، وعليهـم اجتياز اختبار شفـوي، ثم العمل تحت إشراف خبير آخر مدة سنتين.

دفتر الكيمياء

نوع الرابطة اطلب إلى الطلاب تحديد مـا إذا كـانـت الرابطـة في الجزيئـات الآتيـة تساهميـة قطبيـة، أم تساهميـة غيـر قطبيـة، أم أيونيـة، باسـتعمـال فـرق الكهـروسـالبيـة: HCl، CO_2، KCl، NH_3، CH_4، H_2S، CaO، N_2، CaO، KCl. روابـط أيونيـة. N_2 رابطة تساهمية غـير قطبيـة، والبـاقي روابط تساهمية قطبية. **ض م**

مشروع الكيمياء

الكروماتوجـرافيـا اطلـب إلى مجموعـات مـن الطـلاب البحـث في تقنيـة كروماتوجرافيا الورقة التي هي طريقـة مـن طرائـق فصـل المخاليـط. واطلـب إليهـم شـرح كيفيـة اسـتعمـال فـروق القطبيـة في فصـل خليـط مـن المواد. ثم اطلب إلى مجموعة أخرى من الطلاب تصميـم تجربة توضح طريقة عمل الكروماتوجرافيا وأن ينفذوا هذه التجربة أمام زملاء الصف. **ض م**



الشكل 23–4 يحدّد شكل الجزيء قطبيته.

a يجعل الشكل المنحني جزيء الماء قطبيًّا.

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

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

يكون شكل جزيء H_2O، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسجين المركزية كما يبين **الشكل 23a–4**. ولجزيء الماء طرفان دائمان، أحدهما موجب، والآخر سالب؛ لأن روابطه القطبية غير متماثلة، لذا فهو مركب قطبي. أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، أي متماثل، كما يظهر في **الشكل 23b–4**، لذا يكون مقدار الشحنة من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشحنة السالبة على كل ذرة كلور، في حين يكون مركز الشحنة الموجبة على ذرة الكربون. ولأن الشحنات الجزئية متساوية لذا يكون جزيء CCl_4 غير قطبي. وعادة ما تكون الجزيئات المتماثلة غير قطبية. أما الجزيئات غير المتماثلة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية. هل جزيء الأمونيا في **الشكل 23c–4** قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين جانبية، وله شكل مثلثي هرمي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام **الشكل 20–4** نجد أن الفرق في الكهروسالبية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 84. 0، مما يجعل روابط N – H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنة غير متساوٍ؛ لأن الجزيء غير متماثل، لذا يكون الجزيء قطبيًّا.

قابلية ذوبان الجزيئات القطبية تبين هذه الخاصية الفيزيائية قدرة مادة ما على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيء مدى قابليته للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية، أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية، كما في **الشكل 24–4**.

الشكل 24–4 الجزيئات التساهمية المتماثلة –ومنها الزيت ومعظم المنتجات النفطية– مركبات غير قطبية. وتكون الجزيئات غير المتماثلة –ومنها الماء– قطبية. ولا تختلط المواد القطبية بغير القطبية.

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

عرض سريع

إظهار القطبية ضع 100ml من كلٍّ من الميثانول، والإيثانول، وثنائي البروبانول (كحول الأيزوبروبايل)، والأستون في أربعة أوعية معنونة بأسماء المذيبات نفسها. وأضف إلى كل وعاء بضع بلورات من صبغة ريتشاردت ثم حرِّكه. وهي مركب يبين قطبية المذيبات من خلال اللون. يجب أن تكون خضراء مزرقّة في الميثانول، وزرقاء – بنفسجية في الإيثانول، وحمراء – بنفسجية في ثنائي البروبانول وبرتقالية في الأستون. وكلما زادت قطبية المذيب، تغير امتصاص الصبغة للضوء، حيث يدلُّ اللون الأصفر على المحلول الأكثر قطبيَّة، بينما يدل اللون الأخضر المزرق على الأقل قطبيَّة.

إجابة سؤال الشكل 23–4 لا، يجب استعمال مساحيق التنظيف؛ لأن جزيئات الماء القطبية لا تستطيع إذابة جزيئات الزيت غير القطبية.

دفتر الكيمياء

المثل يذيب المثل ضع 20ml من رابع كلوريد الكربون (CCl_4) في كأس زجاجية سعتها 250ml وأضف إليه 20ml من الماء. يكوّن السائلان طبقتين؛ لأنهما لا يختلطان، ولأن CCl_4 هو الأكثر كثافة فهو يشكّل الطبقة السفلية. أضف 20ml من CCl_4 إلى كأس ثانية. وأضف 20ml من الماء إلى كأس ثالثة، ثم أضف قليلًا من بلورات اليود وقليلًا من بلورات برمنجنات البوتاسيوم إلى الكأسين على الترتيب. حيث يذوب اليود في المذيب غير القطبي CCl_4، وتذوب برمنجنات البوتاسيوم في الماء القطبي.

ولأن الماء قطبي فإنه يجذب الأيونات الموجودة في برمنجنات البوتاسيوم الأيوني. اطلب إلى الطلاب رسم جزيء الماء، وتعرُّف الجزء الذي يجذب أيون البوتاسيوم والجزء الذي يجذب أيون البرمنجنات. إن ذرة الأكسجين المركزية ذات شحنة سالبة جزئيًّا وتقوم بجذب أيون البوتاسيوم. بينما تكون شحنة ذرتي الهيدروجين موجبة جزئيًّا وتقوم بجذب أيون البرمنجنات. ض م

خواص المركبات التساهمية
Properties of Covalent Compounds

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لها المظهر نفسه، ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. فالملح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجات حرارة منخفضة. هل يؤثر نوع روابط المركب في خواصه؟

القوى بين الجزيئية تعود الاختلافات في الخواص نتيجة الاختلاف في قوى الجذب. ففي المركبات التساهمية تكون الروابط التساهمية بين الذرات في الجزيئات قوية، في حين تكون قوى الجذب بين الجزيئات ضعيفة نسبيًّا. وتعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئية أو قوى فاندرفال Van der Waals. وتختلف هذه القوى في قوتها، ولكنها أضعف من قوى الربط التي تربط بين الذرات في الجزيء أو بين الأيونات في المركب الأيوني.

هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئية، ومنها القوى الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تُسمى قوى التشتت، وكذلك القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية والتي تسمى قوى ثنائية القطب. وكلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى. أما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أقواها. وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر.

مختبر حل المشكلات

تفسير النتائج

كيف تؤثر قطبية الطور المتحرك في نتائج تحليل بيانات الكروماتوجرام؟

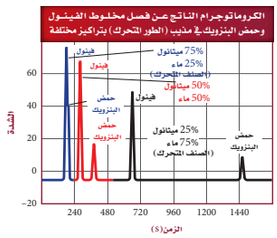
كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة HPLC تقنية تستخدم لفصل ونقل مكونات مخلوط ما؛ حيث يذاب المخلوط في مذيب ما (الطور المتحرك)، ويمرر عبر أنبوب مبطن بمادة صلبة (الطور الثابت) التي ينجذب إليها بعض مكونات المخلوط أكثر من المكونات الأخرى، وبذلك تمر المكونات الأخرى التي لم تنجذب في الأنبوب وتظل ذائبة في الطور المتحرك، لتخرج أولًا. ويقيس مجسٌّ ذلك، بحيث تخرج النتائج على شكل مخطط (كروماتوجرام)، فتشير ارتفاعات قمم المخطط إلى كميات مكونات المخلوط المراد تحليله وفصله.

يستخدم العلماء مخلوط الميثانول مع الماء بوصفه مذيب فصل لمخلوط الفينول – حمض البنزويك.

التفكير الناقد

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

البيانات والملاحظات



2. **استنتج** اعتمادًا على الرسم البياني، ما المادة التي كميتها كبيرة: الفينول أم حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.
3. **استنتج** أي المواد في المخلوط لها جزيئات ذات قطبية أعلى؟
4. **حدد** تركيب مذيب الطور المتحرك الأكثر كفاءة لفصل الفينول عن حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

مختبر حل المشكلات

التجربة

- للفينول وحمض البنزويك تركيبان متشابهان تقريبًا كما يظهر أدناه.

حمض البنزويك الفينول

- لاحظ أن ارتفاعات القمم والوقت اللازم (في حالة الفينول وحمض البنزويك)، تصبح متساوية كلّما قلّ تركيز الماء في الطور المتحرك.

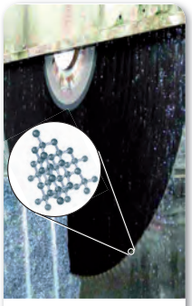
التفكير الناقد

1. إن فترة احتجاز الفينول في المحلول أقل من فترة احتجاز حمض البنزويك؛ لأن له قوة تجاذب أقل مع الماء.
2. يتوافر الفينول بكميات كبيرة؛ لأن له أكبر ارتفاع قمة؛ فالمساحة المحصورة أسفل القمة تمثّل كمية المادة الموجودة في المخلوط.
3. لحمض البنزويك جزيئات قطبية أقوى؛ لأنه يظهر قوة تجاذب أكبر مع الماء. وللفينول جزيئات قطبية أضعف.
4. ستتنوع الإجابات. الطور المتحرك الأكثر كفاءة مكون من 50% من الميثانول، و50% من الماء، ويستخلص كمية أكبر من مكونات المخلوط (الفينول وحمض البنزويك)، حيث تكون المسافة أكبر (الفصل أفضل) بين ارتفاعات القمم، ويحتاج إلى وقت أقلّ.

التنوع الثقافي

بحث طبي لقد جرى توثيق التداوي بالأعشاب بصورة جيدة في الصين على مدى الـ 2500 سنة الماضية، ويقوم العلماء في الغرب، وشركات الصناعات الدوائية بالبحث عن مركبات تساهمية في هذه الأعشاب بوصفها مصدرًا محتملاً للأدوية المستعملة في علاج السرطان ومرض نقص المناعة AIDS. وقد قام المعهد المتخصص بأبحاث السرطان في الولايات المتحدة بجمع وفهرسة تأثيرات الأعشاب الطبية الصينية. كما قام معهد الصحة عام 1992م بإنشاء مكتب الطب البديل لتقويم العديد من الوصفات الطبية، بما يشمل الوصفات الخمس المتعلقة بالتداوي بالأعشاب الصينية. وقد تم تشكيل العديد من الشركات الدوائية في الولايات المتحدة في الأعوام القليلة الماضية لتطوير الأدوية من الأعشاب الصينية.

القوى والخواص تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى بين الجزيئية التي تربط الجزيئات معًا. ولأن هذه القوى ضعيفة لذا تكون درجات انصهار هذه المواد وغليانها منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية. وهذا يفسر سبب انصهار السكر بالتسخين المعتدل في حين لا ينصهر الملح. كما تفسر القوى بين الجزيئية وجود الكثير من المواد الجزيئية في الحالة الغازية، عند درجة حرارة الغرفة. ومن أمثلة الغازات التساهمية الأكسجين وثاني أكسيد الكربون وكبريتيد الهيدروجين. ولأن صلابة المواد تعتمد على القوى بين الجزيئية، لذا يكون الكثير من المركبات التساهمية ليّنًا في حالة الصلابة. والبرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى مثال شائع على المواد الصلبة التساهمية اللينة. وتترتب المركبات الجزيئية في الحالة الصلبة، لتكون شبكة بلورية شبيهة بالشبكة الأيونية الصلبة، إلا أن قوى الجذب بين جسيماتها أضعف. ويتأثر بناء الشبكة بشكل الجزيء ونوع القوى بين الجزيئية، ويمكن تحديد معظم المعلومات عن الجزيئات من خلال دراسة المواد الصلبة الجزيئية.



الشكل 25–4 عادة ما تستخدم المواد الصلبة الشبكية أدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة. وتبين الصورة شفرة منشار مغلفة بالألماس لقطع الحجر.

المواد الصلبة التساهمية الشبكية
Covalent Network Solids

هناك بعض المواد الصلبة تسمى بالمواد الصلبة التساهمية الشبكية؛ حيث ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية، ومن الأمثلة على هذه المواد الألماس والكوارتز.

تكون المواد الصلبة التساهمية الشبكية هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة، مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية. ويشرح تحليل بناء الألماس بعض هذه الخواص. ففي الألماس، ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى. وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم في **الشكل 25–4** يشكل نظامًا بلوريًّا شديد الترابط له درجة انصهار عالية جدًّا.

التقويم 4-5

الخلاصة

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

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

69. **صف** الرابطة التساهمية القطبية.

70. **صف** الجزيء القطبي.

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

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

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

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

a. S و H b. C و H c. Na و S

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

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

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

3. التقويم

التحقق من الفهم

اطلب إلى الطلاب مقارنة خواص المواد الصلبة الأيونية بخواص المواد الصلبة التساهمية والمواد الصلبة التساهمية الشبكية. ض م

إعادة التدريس

اطلب إلى الطلاب عمل مخطط ومناقشة خواص المواد الصلبة الأيونية، والمواد الفلزية، والمواد التساهمية، والمواد التساهمية الشبكية. وأشر إلى أن درجة الانصهار المرتفعة هي نتيجة قوى التجاذب الثلاثية الأبعاد بين الذرة أو الأيون مع الإلكترونات. يحدث ذلك في المواد التساهمية الصلبة الشبكية، والفلزات الصلبة، والمواد الصلبة الأيونية. وترتبط المواد الصلبة التساهمية مع قوى التجاذب بين الجزيئية، ولها درجة انصهار منخفضة. ض م

التوسع

اطلب إلى الطلاب إجراء استقصاء فيما يتعلق بالروابط بين الجزيئات، واستعمال الرسوم لتمثيل كل نوع من قوى فان ديرفال، وإعطاء مثال على واحدة منها، ثم اعرض أعمالهم على الصف. ف م

التقويم

المعرفة اكتب عددًا من الصيغ الكيميائية على السبورة، واطلب إلى الطلاب توقّع الخواص الفيزيائية لكل مركب استنادًا إلى روابطه الكيميائية. ض م

التقويم 4-5

68. كلّما زاد الفرق في الكهروسالبية زادت الخواص الأيونية في الرابطة.

69. الرابطة التساهمية القطبية هي الرابطة التي تنشأ نتيجة أن الذرات لا تجذب الإلكترونات المشتركة بالقوة نفسها، حيث تنجذب الإلكترونات نحو إحدى الذرات أكثر، مما يتولد عنه شحنات جزئية عند أطرافها.

70. له كثافة إلكترونية أكبر على أحد جوانب الجزيء.

71. تكون الحالة الصلبة للجزيء بلورية، وتكون المركبات التساهمية في الحالة الصلبة غير موصلة، وليّنة، ولها درجة انصهار منخفضة.

72. إذا كان الفرق صفرًا فعندئذٍ تُعّد الرابطة تساهمية غير قطبية، وإذا كان الفرق ما بين 0.4 و1.7 تكون الرابطة تساهمية قطبية، أما إذا كان الفرق أكبر من 1.7، فتكون الرابطة أيونية.

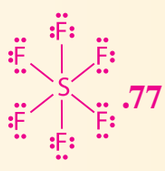
73. هشة، غير موصلة للحرارة والكهرباء، وقاسية جدًّا.

74. a. غالبًا تساهمية b. غالبًا تساهمية. c. أيونية.

75. SCl_2 قطبي، CS_2 غير قطبي، CF_4 غير قطبي.

76. قطبي، لأنه غير متماثل.

77.



غير قطبي

قطبي

الهدف

سيتعلم الطلاب كيف تزوّد قوى فان ديرفال قوة الالتصاق لأقدام السحلية.

الخلفية النظرية

تشبه أقدام السحلية الأكواب المفرغة، ولكنها لا تعمل بهذه الطريقة. لقد تم استبعاد عملية الأكواب المفرغة التي تفسر كيف تلتصق أقدام السحلية على السطوح بعد إجراء التجارب على أقدامها في وسط مفرَّغ من الهواء، كما تم بالتجربة استبعاد أفكار أخرى مثل الالتصاق الاستاتيكي، أو الجذب بواسطة الماء.

استراتيجيات التدريس

يحتوي الشكل على خمسة أقسام من الشروحات رُقّمت لتفسير ظاهرة التصاق أقدام السحلية.

رقم 1 تعرض قدم السحلية بعد تكبيرها، وتظهر صفوفًا تحتوي على مئات الآلاف من الشعيرات الدقيقة أو الهلب.

ويوضّح الرسمان 2 و3 كيف تتفرع الأهلاب إلى أشكال أصغر تسمى الملاعق. وتؤدي الزاوية بين الملاعق والسطح دورًا مهمًّا في القدرة على الالتصاق.

يوضّح الشكل 4 كيف تولّد قوى فان ديرفال ومساحة السطح الكبيرة قوى تلاصق ذات أهمية كبيرة. إن قوى فان ديرفال قوى جزيئية؛ أي أنها تعمل بين الجزيئات.

ويوضّح الشكل 5 كيف تتحرك السحلية وتنتقل بثني أصابع رجليها؛ وذلك يقلّل عدد الأهلاب الملامسة للسطح عند الزاوية الحرجة؛ وينتج عن ذلك تقليل قوى فان ديرفال فتقل قوة التلاصق.

الكتابة في الكيمياء

اختـرع تتضمـن بعـض التطبيقات التي تم مناقشـتها ضمـادات لاصقة غيـر مؤلمة، ومعدات رياضية ذات قـدرة فائقة على الالتصاق، ومعدات لاصقة تستعمل في الجراحة الدقيقة.

مختبر الكيمياء

نمذجة الأشكال الجزيئية

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

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

المواد اللازمة

مجموعة نماذج الجزيئات (الكرات والوصلات).

احتياطات السلامة

خطوات العمل

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

حلّل واستنتج

1. **التفكير الناقد** بناءً على النماذج الجزيئية التي شاهدتها في المختبر وبنيتها، رتب الروابط الأحادية، والثنائية والثلاثية، حسب ليونتها وقوتها.
2. **شاهد واستنتج** اشرح سبب الاختلاف بين شكل جزيء الماء H_2O وشكل جزيء ثاني أكسيد الكربون CO_2.
3. **حلّل واستنتج** أحد الجزيئات في هذا النشاط له أشكال من الرنين. حدد أي هذه الجزيئات له ثلاثة أشكال رنين، وارسمها، ثم اشرح لماذا يحدث هذا الرنين؟
4. **تعرّف السبب والنتيجة** استخدم الفرق في الكهروسالبية لتحديد قطبية الجزيئات المستخدمة في الخطوات 9 – 11، اعتمادًا على قيم قطبية الروابط، ونماذج الجزيئات التي نفذت في المختبر، حدد قطبية كل جزيء.

استقصاء

استعمل الكرات والوصلات لبناء شكلي الرنين لجزيء الأوزون O_3، ثم استعن بأشكال لويس لشرح كيف يمكن أن يتحول الجزيء من شكل إلى آخر (الرنين) بأن يحل زوج من الإلكترونات غير المرتبطة محل رابطة تساهمية.

استقصاء

ينبغي على الطلاب تجميع نموذجين، لكل نموذج ذرة أكسجين مركزية مرتبطة مع ذرتي أكسجين جانبيتين. إحدى الذرات الجانبية مرتبطة برابطة أحادية، والأخرى برابطة مزدوجة. ويحدّد مكان هاتين الرابطتين أشكال الرنين. يجب أن يوضح تركيب لويس إمكانية التحول بين أشكال الرنين من خلال تبادل موقع زوج الإلكترونات غير المرتبط والرابطة التساهمية.

مختبر الكيمياء

نمذجة الأشكال الجزيئية

الزمن حصة واحدة.

المهارات العملية تطبيق المفاهيم، المقارنة، استخلاص النتائج.

احتياطات السلامة تأكد من تعبئة الطلاب لبطاقة السلامة في المختبر قبل بدء العمل.

خطوات العمل

- اعرض بشكل واضح مفتاح الألوان (ذرات العناصر التي تمثلها الكرات الملونة) المستخدم لتعرف ذرات العناصر.
- اطلع أنت والطلاب على الأشكال الهندسية للجزيئات الواردة في الجدول 6–4 قبل التجربة، أو اطلب إليهم الاطلاع بأنفسهم على الجدول قبل التجربة.

حلّل واستنتج

1. زيادة المرونة: ثلاثية، ثنائية، أحادية. زيادة القوة: أحادية، ثنائية، ثلاثية.
2. لجزيء H_2O رابطتان تساهميان وزوجان غير مرتبطين حول الذرة المركزية. تشغل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة الفراغ حول الذرة المركزية وتتنافر مع أزواج إلكترونات الربط، فينتج شكل الزاوية. لجزيء CO_2 رابطتان ثنائيتان بدون أزواج غير مرتبطة. تتنافر إلكترونات الربط وتكوّن الشكل الخطّي.
3. لجزيء SO_3 شكل رنين؛ لأن له ذرة S مركزية وثلاث ذرات O جانبية تكون إحداها رابطة ثنائية. هناك ثلاثة أشكال رنين، تعتمد على الموقع المحتمل للرابطة الثنائية.
4. الجزيئات الآتية قطبية: CO ، HCN ، PH_3 ، H_2O. أما الجزيئات الأخرى فغير قطبية.

دليل مراجعة الفصل

استخدام المفردات

اطلب إلى الطلاب كتابة جملة واحدة لكل مصطلح في الفصل؛ لتعزيز معرفتهم بمفردات الفصل. ض م

مراجعة الاستراتيجيات

- اطلب إلى الطلاب كتابة صيغ لمركبات تساهمية وأحماض وتسميتها ورسم تراكيب لويس لها. ض م
- اطلب إلى الطلاب تعرف أنواع التهجين الموجودة في الجزيء. ض م
- ناقش مع الطلاب أشكال الرنين المهجّنة وحالات الاستثناء عن قاعدة الثمانية. ض م
- اطلب إلى الطلاب تحديد أشكال الجزيئات وزوايا الروابط. ض م
- اطلب إلى الطلاب استعمال فرق الكهروسالبية؛ لتحديد نوع الرابطة والقطبية. ض م

الفكرة العامة تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات.

4-1 الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسة تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في الإلكترونات وتكوّن رابطة تساهمية.

المفردات

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

المفاهيم الرئيسة

- تتكون الروابط التساهمية عندما تشترك الذرات في زوج أو أكثر من إلكترونات التكافؤ.
- ينتج عن المشاركة بزوج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات روابط تساهمية أحادية أو ثنائية، أو ثلاثية على الترتيب.
- تتكوّن روابط سيجما نتيجة التداخل الرأسي للمستويات. أما روابط باي فتتكون نتيجة تداخل المستويات المتوازية. وتتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة سيجما، في حين تتكون الرابطة المتعددة من رابطة سيجما ورابطة باي واحدة على الأقل.
- يُقاس طول الرابطة بالمسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين. ونحتاج إلى طاقة لتفكيك الرابطة.

4-2 تسمية الجزيئات

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

المفردات

الحمض الأكسجيني

المفاهيم الرئيسة

- تحتوي أسماء الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية على مقاطع للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الصيغة الجزيئية.
- تكون المركبات التي تنتج H^+ في محاليلها حمضية. وتحتوي الأحماض الثنائية على الهيدروجين وعنصر آخر، أما الأحماض الأكسجينية فتحتوي على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

4-3 التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء.

المفردات

الصيغة البنائية

الرنين

الروابط التساهمية التناسقية

المفاهيم الرئيسة

- هناك أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عندما يكون هناك أكثر من شكل لويس للجزيء الواحد.
- لا تتبع بعض الجزيئات القاعدة الثمانية.

4 دليل مراجعة الفصل

4-4 أشكال الجزيئات

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

المفردات

نموذج VSEPR

التهجين

المفاهيم الرئيسة

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

4-5 الكهروسالبية والقطبية

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

المفردات

الرابطة التساهمية غير القطبية

الرابطة التساهمية القطبية

المفاهيم الرئيسة

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

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

يمكن للطلاب زيارة الموقع:

www.obeikaneducation.com

من أجل:

- دراسة الفصل كاملاً على الموقع الإلكتروني.
- طلبًا للمزيد من المعلومات والمشاريع والنشاطات.
- التقدم لاختبار الفصل، والاختبار المقنن.

تقويم الفصل

4-1

إتقان المفاهيم

78. تفقد الذرات الإلكترونات أو تكتسبها أو تشارك بها؛ لتحصل على ثمانية إلكترونات. وتتكون الروابط التساهمية عندما يتم مشاركة الإلكترونات وتحقيق قاعدة الثمانية.

79. تجذب نواة إحدى الذرات إلكترونات الذرة الأخرى، وتتشاركان بإلكترون أو أكثر.

80. ترتبط الجزيئات تساهميًّا.

81. عندما تقترب ذرتان إحداهما من الأخرى، تزداد محصلة قوة التجاذب. وتصل محصلة قوة التجاذب إلى قيمتها العظمى عند المسافة الحرجة بين الذرتين، وإذا اقتربت الذرتان مسافة أقل من المسافة الحرجة تصبح قوى التنافر أكبر من قوى التجاذب.

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

إتقان حل المسائل

83. N: 5 ، 3؛ AS: 5 ، 3؛ Br: 7 ، 1؛ Se: 6 ، 2

84. a. 3 روابط سيجما. ورابطة باي واحدة.

b. 3 روابط سيجما. ورابطتا باي اثنتان.

85. الرابطة الثلاثية في CO (:C ≡ O:) هي الأقصر والأقوى.

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

87. c ، b ، a

4-2

إتقان المفاهيم

88. يجب أن تتفق الإجابة مع الشكل 12–4 في صفحة 130.

89. عندما تنتج أيونات H^+ في المحلول.

90. سداسي فلوريد الكبريت: ذرة S واحدة ترتبط مع 6 ذرات F.
رباعي فلوريد ثنائي الكبريت: ذرتا S تتحد مع 4 ذرات F.

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

92. $HClO_2$: حمض الكلوروز. H_3PO_4: حمض الفوسفوريك. H_2Se: حمض الهيدروسلينيك، $HClO_3$: حمض الكلوريك.

93. a. ثلاثي فلوريد النيتروجين.

b. ثالث أكسيد الكبريت.

c. أول أكسيد النيتروجين.

d. رابع فلوريد السليكون.

94. a. ثاني أكسيد السلينيوم.

b. ثالث أكسيد السلينيوم.

c. رابع فلوريد ثنائي النيتروجين.

d. رابع نتريد رابع الكبريت.

4-1

إتقان المفاهيم

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

79. صف تكوين الرابطة التساهمية.

80. صف تكوين الترابط في الجزيئات.

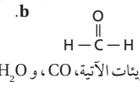
81. صف قوى التجاذب والتنافر الناتجة عن اقتراب ذرتين إحداهما من الأخرى.

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

إتقان حل المسائل

83. ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من N، As، Br، وSe؟ توقع عدد الروابط التساهمية التي يحتاج إليها كل عنصر ليحقق قاعدة الثمانية.

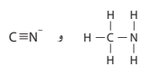
84. حدد روابط σ و باي π في كل من الجزيئات الآتية:

a. 

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

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

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



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

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

4-2

إتقان المفاهيم

88. اشرح تسمية المركبات الجزيئية؟

89. متى يُسمى المركب الجزيئي حمضًا؟

90. اشرح الفرق بين سداسي فلوريد الكبريت ورباعي فلوريد ثنائي الكبريت.

91. **الساعات**: تكون بلورات الكوارتز التي تستخدم في ساعات اليد من ثاني أكسيد السليكون. اشرح كيف يمكن استخدام الاسم لمعرفة أو تحديد صيغة ثاني أكسيد السليكون؟

92. أكمل الجدول 8–4 الآتي :

الجدول 8 - 4 أسماء الأحماض

الصيغة	الاسم
$HClO_2$	
H_3PO_4	
H_2Se	
$HClO_3$	

93. سمِّ الجزيئات الآتية:

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

94. سمِّ الجزيئات الآتية:

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

95. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

a. ثنائي فلوريد الكبريت c. رباعي فلوريد الكربون

b. رباعي كلوريد السليكون d. حمض الكبريتوز

96. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات الآتية:

a. ثنائي أكسيد السليكون

b. حمض البروموز

c. ثلاثي فلوريد الكلور

d. حمض البروميك

4-3

إتقان المفاهيم

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

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

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

تقويم الفصل 4

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

إتقان حل المسائل

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

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

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

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

104. ارسم تراكيب لويس لكل من المركبات والأيونات الآتية:

a. H_2S **b.** BF^-_4 **c.** SO_2 **d.** $SeCl_2$

105. أي العناصر الآتية يكوّن جزيئًا مستقرًّا تزيد عدد إلكتروناته الخارجية على ثمانية إلكترونات؟ اشرح إجابتك.

a. B **b.** C **c.** P
d. O **e.** Se

4-4

إتقان المفاهيم

106. ما الأساس الذي بني عليه نموذج VSEPR؟

107. ما أقصى عدد للمستويات المهجنة التي يمكن لذرة الكربون أن تكوّنها؟

108. ما الشكل الجزيئي لكل جزيء مما يأتي ؟ وقدّر زاوية الرابطة لكل جزيء، بافتراض عدم وجود إلكترونات غير مرتبطة.

a. A–B

b. A–B–A

c.
A
|
A–B–A

d.
A
|
A–B–A
|
A

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

إتقان حل المسائل

110. أكمل **الجدول 9-4** من خلال تعريف التهجين المتوقع للذرة المركزية. (يساعدك رسم تراكيب لويس على الحل).

الجدول 9 - 4

الصيغة الجزيئية	نوع التهجين	تراكيب لويس
XeF_4		
TeF_4		
KrF_2		
OF_2		

111. توقع الشكل الجزيئي لكل من المركبين الآتيين:

a. COS **b.** CF_2Cl_2

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

a. SCl_2 **b.** NH_2Cl
c. HOF **d.** BF_3

4-5

إتقان المفاهيم

113. فسر نمط التغير في الكهروسالبية في الجدول الدوري.

114. وضح الفرق بين الجزيئات القطبية وغير القطبية.

115. قارن بين أماكن إلكترونات الترابط في الرابطة التساهمية القطبية والرابطة التساهمية غير القطبية، وفسر إجابتك.

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

إتقان حل المسائل

117. بيّن الرابطة الأكثر قطبية في كل زوج مما يلي بوضع دائرة حول نهاية القطب السالب فيها :

a. S–C و C–O. **b.** C–N و C–F.

c. P–Cl و P–H.

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

a. C–H **b.** C–N
c. C–S **d.** C–O

95. **a.** SF_2 **b.** $SiCl_4$ **c.** CF_4 **d.** H_2SO_3

96. **a.** SiO_2 **b.** $HBrO_2$ **c.** ClF_3 **d.** HBr

4-3

إتقان المفاهيم

97. عدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة عنصر في الجزيء.

98. للزرنيخ خمسة أماكن للترابط، أي 10 إلكترونات للمشاركة. وهذا أكثر من ثمانية إلكترونات التي تلزم لتحقيق قاعدة الثمانية.

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

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

إتقان حل المسائل

101–104. راجع كتاب الطالب.

105. P وSe لأنهما في الدورة 3 وما بعدها، ولها مستوى d الثانوي.

4-4

إتقان المفاهيم

106. طبيعة تنافر أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية.

107. أربعة

108. a. خطّي، 180^o

b. خطي، 180^o

c. مثلث مستوٍ، 120^o

d. رباعي الأوجه منتظم، 109^o

109. تفسر نظرية التهجين أشكال الجزيئات من خلال تكوين مستويات تهجين متماثلة في الشكل والطاقة من المستويات الفرعية لذرات الجزيء. خمس مستويات من نوع sp^3d متطابقة.

إتقان حل المسائل

110. XeF_4 : sp^3d^2 ، TeF_4 : sp^3d ، KrF_2 : sp^3d ، OF_2 : SP^3.

111. a. خطي b. رباعي الأوجه منتظم

112. a. منحن، sp^3 ، 104.5^o

b. هرم ثلاثي، sp^3 ، 107^o

c. منحن، sp^3 ، 104.5^o

d. مثلث مستوٍ، sp^2 ، 120^o

4-5

إتقان المفاهيم

113. تتزايد من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.

114. للجزيء غير القطبي توزيع متماثل من الشحنات، في حين أن للجزيئات القطبية تركيزًا من الإلكترونات على طرف ما من الجزيء أكثر من الطرف الآخر.

تقويم الفصل 4

115. تكون الإلكترونـات في الرابطة القطبية أقرب إلى الذرة ذات الكهروسـالبية الأعلى بسـبب المشاركة غير المتساوية. أمـا الإلكترونات في الروابط غير القطبية فتكون المشـاركة فيها متساوية.

116. الجزيء التساهمي الصلب يكون ليّنًا وله درجة انصهار منخفضة بسـبب القوى بين الجزيئية الضعيفة. أما الجزيء الصلـب التسـاهمي الشـبكي فله درجـة انصهـار مرتفعة، وشديد القساوة؛ بسبب قوة الروابط التساهمية الشبكية.

إتقان حل المسائل

117. O.a F.b Cl.c

118. C.a N.b S.c O.d

119. Si – O

120. a، b، e، a، c، d.

121. بسبب التوزيع المتساوي للشحنة في الجزيء المتماثل.

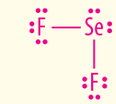
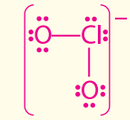
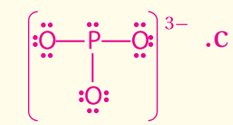
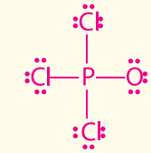
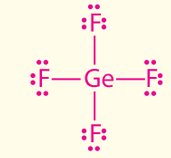
122. a. قطبي، غير متماثل. b. غير قطبي، متماثل.
c. قطبي، غير متماثل. d. غير قطبي، متماثل.

123. SF_2 وSF_4 تكون قطبية، SF_6 غير قطبي.

مراجعة عامة

124. ClO.a PCl_5.c
H_3ASO_4.b H_2S.d

125. a. ثالث كلوريد الفوسفور.
b. سابع أكسيد ثنائي الكلور.
c. سادس أكسيد رباعي الفوسفور.
d. أول أكسيد النيتروجين.

126. a.

b.

c.

d.

e.


127. الجزيئـات القطبيـة هـي ClF، CH_3Cl، وNCl_3 ؛ لأن كل جـزيء غير متماثل والشحنة غير موزعة بالتساوي.

128. الترتيب من الأقل إلى الأكثر حسب الخواص القطبية: b، c، a، d، e

129.

، نوع التهجين Sp^3d

130. تسـاهمية أحاديـة: إلكترونان مشـتركان، أي هالوجـين أو أي عنصر من عناصر المجموعة 17.
تسـاهمية ثنائيـة: 4 إلكترونات مشـتركة، عنـاصر المجموعة 16. تسـاهمية ثلاثية: 6 إلكترونات مشتركة، عناصر المجموعة 15.

التفكير الناقد

131. ستتنوع خرائط المفاهيم.

132. يبـيِّن أكسـيد الزرنيخـيك III أن عدد أكسـدة الزرنيخ هو 3+ وشـحنة الأكسـيد هي 2–. والصيغـة الجزيئية الصحيحة هـي As_2O_3. ويتضح من الاسـم ثلاثي أكسـيد ثنائي الزرنيخـيك وجود ذرتي زرنيـخ وثلاث ذرات أكسـجين. وعلى الرغم من أن الاسـمين مختلفان فكلاهما له الصيغة الجزيئية نفسها.

119. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية

a. C–O c. C–Cl
b. Si–O d. C–Br

120. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب زيادة القطبية:

a. C–H b. N–H c. Si–H
d. O–H e. Cl–H

121. المبـردات: تعـرف المبـردات المعـروفة بـاسـم فريون –14 بتأثيرهـا السـلبي في طبقـة الأوزون. وصيغـة هذا المركـب هـي CF_4، فلماذا يُعد CF_4 جزيئًـا غير قطبي مع أنه يحتوي على روابط قطبية؟

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

a. H_3O^+ c. H_2S
b. PCl_5 d. CF_4

123. اسـتخدم تراكيـب لويـس لتتنبـأ بالقطبيـة الجزيئية لكل مـن ثنائي فلوريـد الكبريت، ورباعـي فلوريد الكبريت وسداسي فلوريد الكبريت.

مراجعة عامة

124. اكتب صيغ الجزيئات الآتية:

a. أول أكسيد الكلور b. حمض الزرنيخيك
c. خماسي كلوريد الفوسفور d. حمض كبريتيد الهيدروجين

125. سمِّ الجزيئات الآتية:

a. PCl_3 c. P_4O_6
b. Cl_2O_7 d. NO

126. ارسم تراكيب لويس للجزيئات والأيونات الآتية:

a. SeF_2 c. PO_3^{3-} e. GeF_4
b. ClO_2^- d. $POCl_3$

127. حدد أي الجزيئات الآتية قطبي، وفسر إجابتك.

a. CH_3Cl b. ClF c. NCl_3
d. BF_3 e. CS_2

128. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب القطبية:

a. C–O b. Si–O c. Ge–O
d. C–Cl e. C–Br

129. وقـود الصواريـخ اسـتخدم الهيدرازين وثلاثـي فلوريد الكلـور ClF_3 في عام 1950م وقودًا للصواريخ. ارسـم شكل لويس لـ ClF_3، وبيّن نوع التهجين فيه.

130. أكمـل الجـدول **10–4** موضحًـا عـدد الإلكترونـات المشـتركة في الروابـط التسـاهمية الأحاديـة، والثنائيـة، والثلاثيـة، وحدّد مجموعـة الذرات التي تكـون كلًّا من الروابط الآتية:

الجدول 10-4 الأزواج المشتركة

نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المترابطة	الذرات التي تكوّن الرابطة
التساهمية الأحادية		
التساهمية الثنائية		
التساهمية الثلاثية		

التفكير الناقد

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

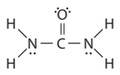
132. قـارن بـين المركبين التسـاهميين المعروفين باسـم أكسـيد الزرنيخيك III وثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخيك.

133. أكمل الجدول **11–4**.

الجدول 11-4 الخواص والترابط

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

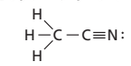
134. طبِّـق اليوريـا مركـب يسـتخدم في تصنيـع البلاسـتيك والأسمدة. بيّن روابط σ و π وأزواج الإلكترونات غير المرتبطة في هذا المركب المبين أدناه.



تقويم الفصل 4

135. حلّل حدد قطبية كل جزيء يتصف بالخواص الآتية:
- **a.** صلب في درجة حرارة الغرفة.
- **b.** غاز في درجة حرارة الغرفة.
- **c.** ينجذب إلى التيار الكهربائي.

136. طبق الصيغة البنائية لمركب أسيتونيتريل CH_3CN



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

مسألة تحفيز

137. تفحّص طاقات تفكك الروابط المبينة في الجدول 12–4.

الجدول 12–4 طاقات تفكك الروابط

الرابطة	طاقة تفكك الرابطة (kJ/mol)	الرابطة	طاقة تفكك الرابطة (kJ/mol)
C–C	348	O–H	467
C=C	614	C–N	305
C≡C	839	O=O	498
N–N	163	C–H	416
N = N	418	C–O	358
N ≡ N	945	C= O	745

- **a.** ارسم تركيب لويس الصحيح لكل من C_2H_2 و HCOOH.
- **b.** ما قيمة الطاقة التي نحتاج إليها لتفكيك هذه الجزيئات؟

مراجعة تراكمية

138. اكتب الصيغة الجزيئية الصحيحة لكل مركب مما يلي:
- **a.** كربونات الكالسيوم
- **b.** كلورات البوتاسيوم
- **c.** أسيتات الفضة
- **d.** كبريتات النحاس II
- **e.** فوسفات الأمونيوم

139. اكتب الاسم الكيميائي الصحيح لكل مركب مما يلي:

a. NaI	**d.** $CoCl_2$
b. $Fe(NO_3)_3$	**e.** $Mg(BrO_3)_2$
c. $Sr(OH)_2$	

تقويم إضافي

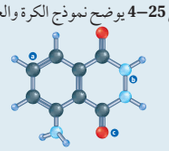
الكتابة في الكيمياء

140. مضاد التجمد Antifreeze ابحث عن المركب إيثلين جلايكول ethylene glycol لتعرف صيغته الكيميائية، واشرح كيف يساعد تركيب هذا المركب على استخدامه مبرّدًا.

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

أسئلة المستندات

يستخدم المحققون الجنائيون عادة المركب التساهمي لومينول luminol للبحث عن بقع الدم؛ إذ تنتج طاقة ضوئية عند تفاعل بعض المواد الكيميائية واللومينول والهيموجلوبين في الدم. **والشكل 25–4** يوضح نموذج الكرة والعصا لهذا المركب.

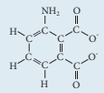


الشكل 25–4

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

143. بيّن تهجين الذرات التي تقع عليها الأحرف a، وb، و c في **الشكل 25–4**.

144. عندما يتصل اللومينول مباشرة بأيونات الحديد في الهيموجلوبين ينتج عن التفاعل مركب Na_2APA وماء ونيتروجين وطاقة ضوئية، **والشكل 26–4** يبين الصيغة البنائية لأيون APA. اكتب الصيغة الكيميائية للأيون APA العديد الذرات.



أيون APA

الشكل 26–4

---

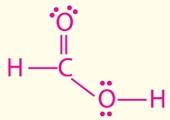
133. العمود 2: قوة الجذب الكهروستاتيكية بين الأيون الموجب والأيون السالب، مشاركة الإلكترونات بين الذرتين، التجاذب بين الأيون الموجب والإلكترونات الحرة الحركة، الذرات مرتبطة تساهميًّا مع عدد كبير من الذرات في الشبكة البلورية. العمود 3: صلب، قاس، هش، بلوري، درجة انصهار مرتفعة، غير موصل في الحالة الصلبة. لـيّن، درجة انصهار منخفضة، غير موصل في الحالة الصلبة. بلورية لها القدرة على توصيل الحرارة والكهرباء، قابل للثني، قابل للسحب، درجة انصهار مرتفعة. بلوري وقاس، صلب، هش، غير موصل. عينة لإجابات العمود 4: NaCl، CO_2، Ag، والألماس.

134. روابط سيجما هي روابط N – H وروابط C – N وأيضًا إحدى روابط C – O. الرابطة C – O الأخرى هي رابطة باي. الأزواج غير المترابطة تكون على ذرتي N كلتيهما.

135. a. قطبي b. غير قطبي c. قطبي

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

مسألة تحفيز

137. a. $H-C\equiv C-H$، 

$C_2H_2 = 1671\ KJ/mol$ .b

$HCOOH = 1986\ KJ/mol$

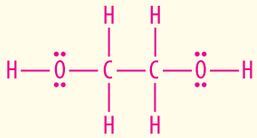
مراجعة تراكمية

138. a. $CaCO_3$ b. $KClO_3$ c. $AgC_2H_3O_2$
d. $CuSO_4$ e. $(NH_4)_3PO_4$

139. a. يوديد الصوديوم b. نترات الحديد III
c. هيدروكسيد الإسترانشيوم
d. كلوريد الكوبالت II e. بورات الماغنسيوم

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

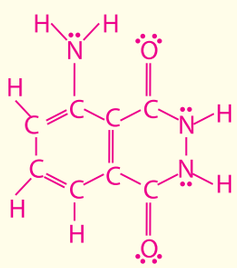
140. 

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

141. يجب أن تتضمن الإجابات توضيح لاقطبية طرف جزيء المنظف وقطبية الطرف الآخر للجزيء نفسه، مما يمكّنه من جذب كلٍّ من الماء والزيت.

أسئلة المستندات

142. $C_8H_7O_2N_3$



143. a. SP^2 b. SP^3 c. SP^2

144. $C_8H_5NO_4^{2-}$

أسئلة الاختيار من متعدد

1. d
2. a
3. c
4. d
5. b
6. c
7. d
8. d
9. a
10. b
11. c

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

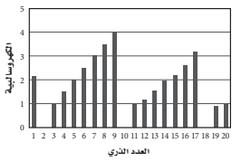
1. الاسم الشائع للمركب SiI_4 هو رباعي أيودو سيلان. ما الاسم العلمي له؟

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

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

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

استخدم الرسم البياني في الإجابة عن السؤالين 3 و 4



3. ما كهروسالبية العنصر الذي عدده الذري 14؟

a. 1.5 **b.** 1.9 **c.** 2.0 **d.** 2.2

4. بيِّن أي أزواج العناصر الآتية يكوّن رابطة أيونية؟

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

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

a. :S::Si::S:
b. $:\ddot{S}::Si::\ddot{S}:$
c. $:\ddot{S}:Si:\ddot{S}:$
d. $:\ddot{S}:\ddot{S}i:\ddot{S}:$

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

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

استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 7 و 8.

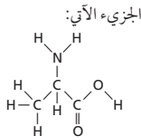
طاقة تفكيك الروابط عند 298k

الرابطة	kJ/mol	الرابطة	kJ/mol
Cl– Cl	242	N ≡ N	945
C–C	345	O–H	467
C–H	416	C–O	358
C–N	305	C=O	745
H–I	299	O=O	498
H–N	391		

7. أي الغازات الثنائية الذرات فيما يأتي له أقصر رابطة بين ذرتيه؟

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

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



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

9. أي المركبات الآتية ليس له شكل الجزيء المنحني؟

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

10. أي مما يأتي غير قطبي؟

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

اختبار مقنن

استعمل الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة 11 – 13.

الخواص الفيزيائية لبعض المركبات المختارة

المركب	نوع الرابطة	درجة حرارة الانصهار °C	درجة حرارة الغليان °C
F_2	تساهمية غير قطبية	−220	−188
CH_4	تساهمية غير قطبية	−183	−162
NH_3	تساهمية قطبية	−78	33
CH_3Cl	تساهمية قطبية	−64	61
KBr	أيونية	730	1435
Cr_2O_3	أيونية	؟	4000

11. تم اكتشاف مركّب درجة انصهاره 100 °C−. فأي مما يأتي ينطبق على هذا المركب؟

a. روابطه أيونية

b. روابطه تساهمية قطبية

c. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة تساهمية غير قطبية

d. له رابطة تساهمية قطبية أو رابطة أيونية

12. أي مما يأتي لا يمكن أن يكون درجة انصهار Cr_2O_3؟

a. 2375 °C **c.** 148 °C

b. 950 °C **d.** 3342 °C

13. أي المركبات الآتية تنطبق عليه البيانات الواردة في الجدول؟

a. المركبات التساهمية القطبية لها درجة غليان مرتفعة.

b. المركبات التساهمية القطبية لها درجة انصهار مرتفعة.

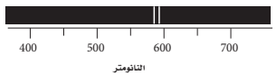
c. المركبات الأيونية لها درجة انصهار منخفضة.

d. المركبات الأيونية لها درجة غليان مرتفعة.

أسئلة الإجابات القصيرة

14. تحتوي الأحماض الأكسجينية على عنصر الهيدروجين وأنيون الأكسجين، ويوجد منها نوعان يحتويان على الهيدروجين والنيتروجين والأكسجين. حدد هذين الحمضين، وكيف يمكن تعرُّفهما اعتمادًا على أسمائها وصيغتيهما؟

استخدم طيف الانبعاث الذري أدناه للإجابة عن السؤالين 15و 16.



15. قدر طول موجة الفوتون المنبعث من هذا العنصر.

16. احسب تردد الفوتون المنبعث من هذا العنصر.

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 17 و 18.

التمثيل النقطي للإلكترونات (تركيب لويس)

المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
	Li·	·Be·	·Ḃ·	·Ċ·	·N̈·	·Ö:	:F̈:	:N̈e:

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

a. ليثيوم وكربون **d.** بورون وأكسجين

b. بريليوم وكلور **e.** بورون وكربون

c. بريليوم ونيتروجين

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

a. 0 **d.** 6

b. 2 **e.** 8

c. 4

أسئلة الإجابات المفتوحة

19. ينتج الجزيء XY_2 عن اتحاد ذرة العنصر X مع ذرتين من العنصر Y. إذا علمت أنّ العدد الذري للعنصر X يساوي 8 والعدد الذري للعنصر Y هو1، فأجب عما يلي:

19. ارسم شكل لويس لهذا الجزيء.

20. هل الجزيء قطبي أم لا؟ فسر إجابتك.

21. وضِّح نوع المستوى الهجين في هذا الجزيء.

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

12. c

13. d

أسئلة الإجابات القصيرة

14. حمض النيتريك HNO_3 وحمض النيتروز HNO_2. يشير مقطع (يك) إلى العدد الأكبر لذرات الأكسجين، أما المقطع (وز) فيشير إلى العدد الأقل لذرات الأكسجين.

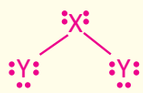
15. 580 nm

16. 5.2×10^{14} Hz

17. d

18. a

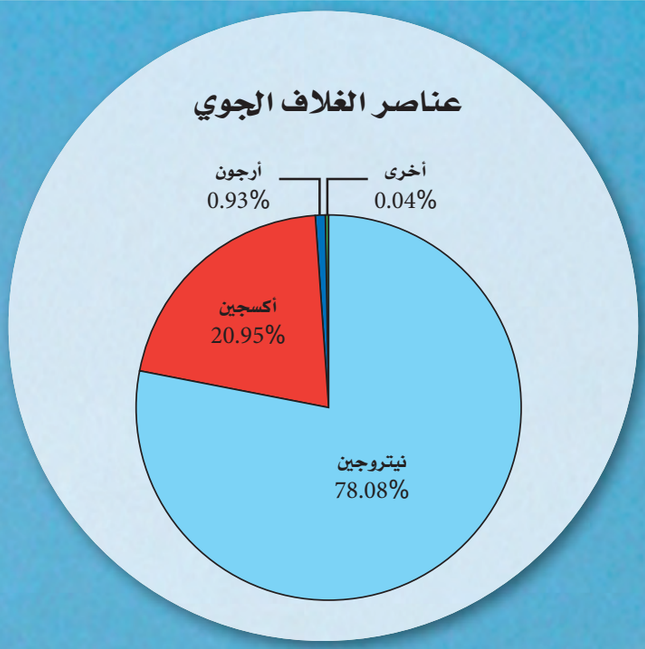
أسئلة الإجابات المفتوحة

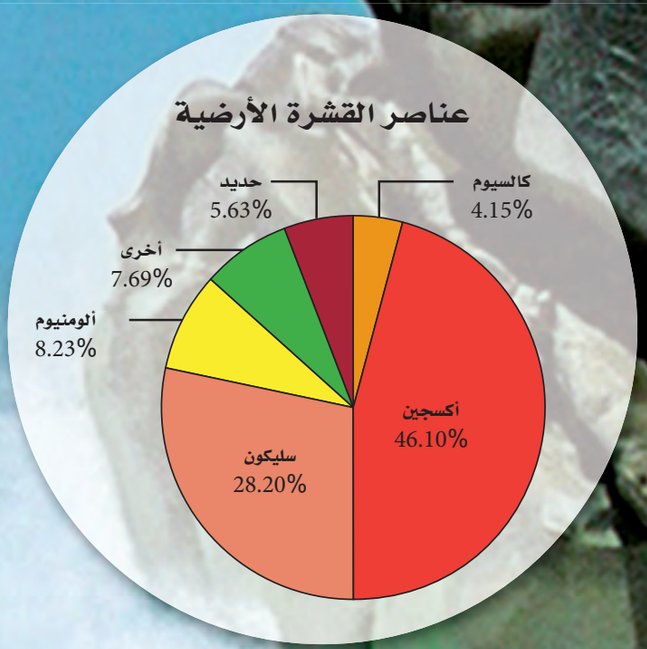
19. 

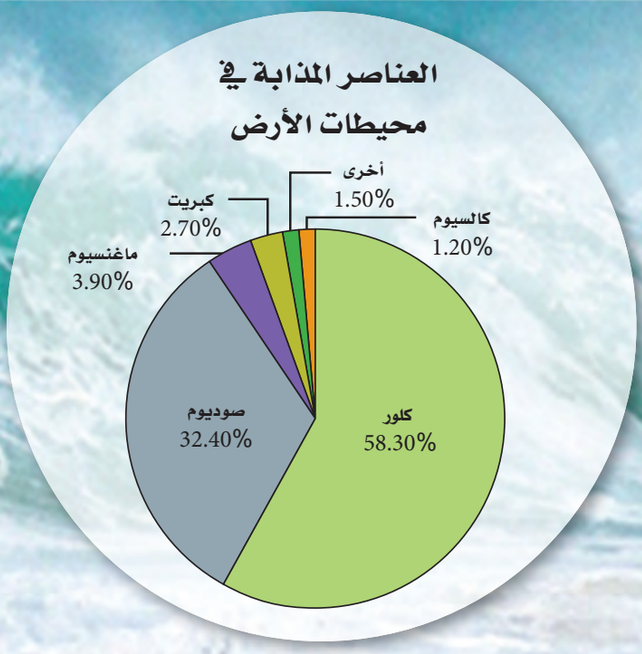
20. الجزيء قطبي؛ بسبب وجود فرق في الكهروسالبية لذرات العناصر المكونة للروابط فيه، والروابط غير المتماثلة.

21. التوزيع الذري لِـ X:
$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
يحدث اندماج للمستويات الفرعية في 2s 2p ويتكون أربع مستويات هجينة من نوع sp^3.

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


عناصر الغلاف الجوي
أرجون
0.93%
أخرى
0.04%
أكسجين
20.95%
نيتروجين
78.08%


عناصر القشرة الأرضية
حديد
5.63%
كالسيوم
4.15%
أخرى
7.69%
ألومنيوم
8.23%
أكسجين
46.10%
سليكون
28.20%


العناصر المذابة في
محيطات الأرض
أخرى
1.50%
كبريت
2.70%
كالسيوم
1.20%
ماغنسيوم
3.90%
صوديوم
32.40%
كلور
58.30%

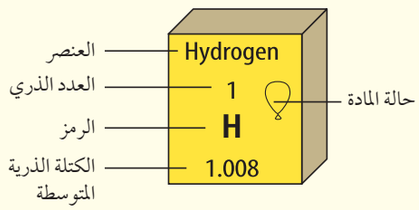
قائمة المحتويات

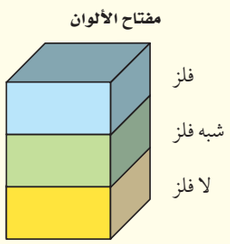
نظرة عامة إلى الدليل -تم تقسيم هذا الدليل إلى 10 أجزاء،: الهيدورجين والمجموعات 1، 2، 12-3، 13 ، 14 ، 15 ، 16 ، 17 و 18. وسوف تتعرف في هذا الدليل على الخواص الفيزيائية والذرية، والاختبارات التحليلية. وستساعدك المعلومات الموجودة في كل جزء على فهم العناصر بشكل أفضل.

الهيدروجين 159
المجموعة 1: الفلزات القلوية 190
المجموعة 2: الفلزات القلوية الأرضية 162
المجموعة 12—3: العناصر الانتقالية 164
المجموعة 13: مجموعة البورون 166
المجموعة 14: مجموعة الكربون 168
المجموعة 15: مجموعة النيتروجين 170
المجموعة 16: مجموعة الأكسجين 172
المجموعة 17: مجموعة الهالوجينات 174
المجموعة 18: مجموعة الغازات النبيلة 176

كيف تستخدم هذا الدليل؟

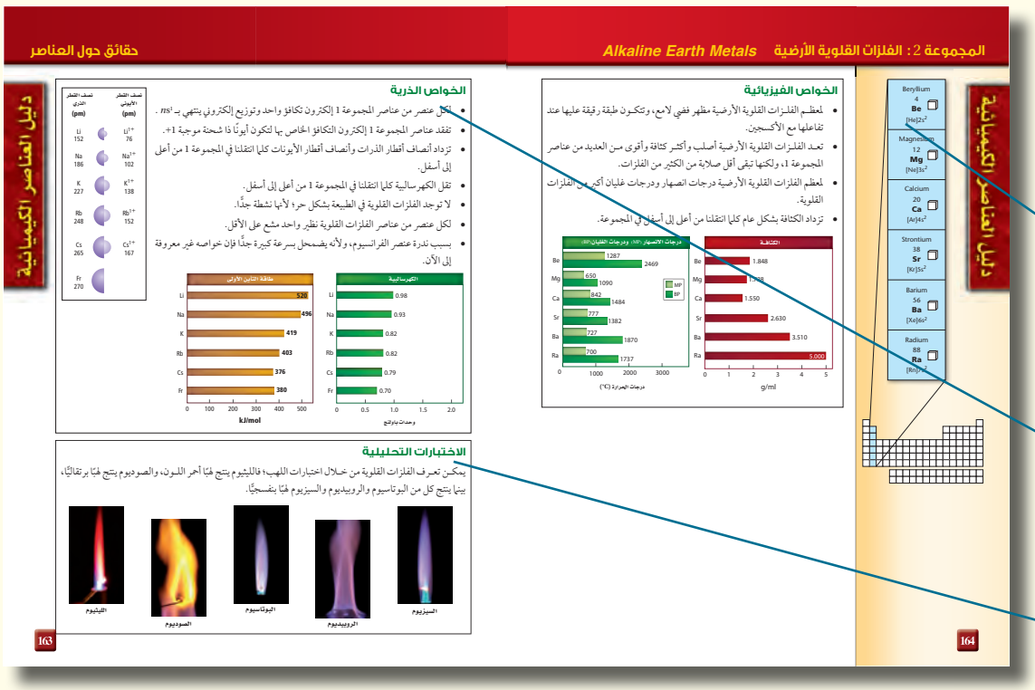
يتضمن كل صندوق في الجدول الدوري معلومات مفيدة، كاسم العنصر، ورمزه، وعدده الذري، والكتلة الذرية المتوسطة له، ويحدّد الصندوق كذلك في بداية كل جزء، حالة المادة في الظروف المعيارية 25 °C و 1 atm، كما في المثال التالي:





كيف تستخدم دليل العناصر الكيميائية

ستحتاج لمعرفة المزيد من المعلومات في أثناء قراءتك لهذا الدليل، وهذه بعض الأدوات التي ستعينك على استكشاف هذه المعلومات.



تلاحظ موقع المجموعة في الجدول الدوري.

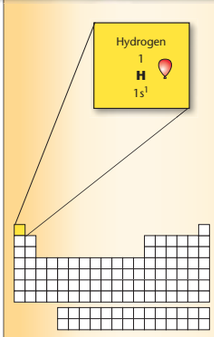
تستكشف الخواص الفيزيائية والذرية لعناصر المجموعة الواحدة.

تتعرف على العناصر من خلال الاختبارات التحليلية.

الخواص الفيزيائية والذرية

نشاط اطلب إلى الطلاب رسم تركيب لويس النقطي؛ لتوضيح كيفيَّة فقد ذرة الهيدروجين لإلكترون لتكوين أيون H^+ .

حقائق حول عنصر: الهيدروجين Hydrogen



الخواص الفيزيائية والذرية

- لغاز الهيدروجين H_2 كثافة أقل من الغازات الأخرى عند درجة حرارة وضغط ثابتين.
- يمكن أن يوجد الهيدروجين في الحالة الصلبة عند تعرضه للضغط الشديد كما في باطن كوكب المشتري.
- يوضع الهيدروجين في المجموعة الأولى من الجدول الدوري؛ لاحتوائه على إلكترون تكافؤ واحد.
- يتشارك الهيدروجين مع فلزات المجموعة 1 في بعض الخواص؛ فهو يفقد إلكترونًا واحدًا لتكوين أيون الهيدروجين الموجب H^+.
- يتشارك الهيدروجين في بعض الخواص أيضًا مع عناصر المجموعة 17 اللافلزية؛ فهو يستطيع اكتساب إلكترون واحد لتكوين أيون الهيدريد السالب H^-.
- للهيدروجين ثلاثة نظائر شائعة، هي: **البروتيوم** وهو الأكثر شيوعا، حيث يحتوي بروتونًا واحدًا وإلكترونًا واحدًا، ولا يحتوي نيوترونات. **والديوتيريوم** الذي يدعى أيضا الهيدروجين الثقيل حيث يحتوي بروتونًا واحدًا ونيوترونًا واحدًا، وإلكترونًا واحدًا.
- **التريتيوم** وهو مشع ويحتوي على نيوترونين وإلكترون واحد، وبروتون واحد.

الخواص الفيزيائية والذرية للهيدروجين	
درجة الانصهار	−259°C
درجة الغليان	−253°C
الكثافة	8.98×10^{-5} g/ml
نصف القطر الذري	78 pm
طاقة التأين الأولى	1312 kJ/mol
الكهرسالبية	2.2

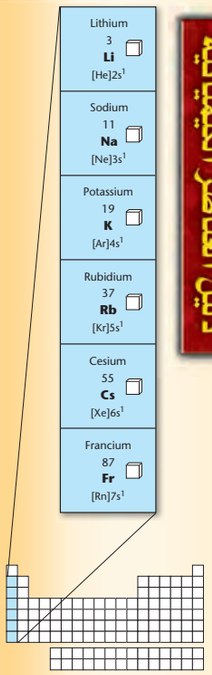
الاختبارات التحليلية

يعد الرقم الهيدروجيني pH مقياسًا لدرجة تركيز أيونات الهيدروجين H^+ في محلول مائي، فإذا عبّرنا عن تركيز أيونات الهيدروجين بوحدة mol /l فإن الرقم الهيدروجينيpH هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين $-\log [H^+]$. فمثلا: إذا كان تركيز أيون الهيدروجين 1×10^{-2} mol /l، فيكون الرقم الهيدروجيني pH يساوي 2.

يمكن أن تكون المواد الكيميائية المستخدمة في تنظيف المنازل حمضية أو قلوية حسب تركيز أيونات الهيدروجين الموجبة، وكلما كان تركيزها أكبر كانت درجة الحموضة أقل.

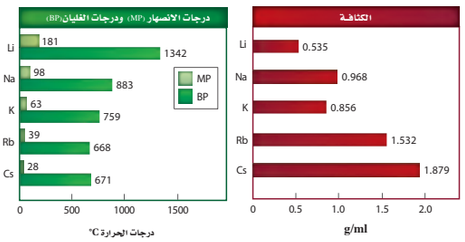
الخواص الفيزيائية

خلفية علمية لأربعة من عناصر هذه المجموعة – الصوديوم والبوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم– درجات انصهار أقل من درجات غليـان الماء (100 °C)، فدرجـة انصهار الروبيديوم 39 °C، وهـو أكبـر بقليـل مـن درجـة حرارة جسـم الإنسـان الطبيعي 37 °C .



الخواص الفيزيائية

- للفلزات القلوية مظهر فضي لامع.
- تكون الفلزات القلوية الصلبة لينة لدرجة يمكن قطعها بالسكين.
- لمعظم الفلزات القلوية كثافة منخفضة مقارنة بالعناصر الصلبة التابعة للمجموعات الأخرى. فعلى سبيل المثال، تكون كثافة كل من الصوديوم والليثيوم والبوتاسيوم أقل من كثافة الماء.
- للفلـزات القلويـة درجـات انصهار منخفضـة، مقارنـة بالفلزات الأخـرى، ومنها الفضة والذهب.



الخواص الفيزيائية

نشاط

تحذير ارتد القفازات عند استخدام الصوديوم لتجنب الحرق، وارتد معطف المختبر والنظارات الواقية.

املأ مخبارًا مدرجًا سعة 1L بكمية من الماء مقدارها 700 ml، ثم أضف ثلاث قطرات من كاشف الفينولفثالين ، وأضف 50ml من زيت معدني على سطح الماء. أرِ الطلاب علبة حفظ الصوديوم، وأخبرهم أنها يجب أن تحفظ داخل زيت معدني، اقطع جزءًا من الصوديوم وضعه في طبق زجاجي، ثم اقطع منه جزءًا صغيرًا بحجم حبة البازلاء، وضعه في المخبار المدرج، (يعمل الزيت المعدني على عدم تفاعل قطعة الصوديوم وفرقعتها خارج الوعاء، فالصوديوم سيتفاعل مع الماء تحت سطح الزيت المعدني). اسأل الطلاب عن سبب حفظ الصوديوم داخل الزيت المعدني؛ لمنع تفاعلها مع الماء. كرر العرض باستعمال البوتاسيوم والليثيوم.

التخلص من النفايات: خفِّف المحاليل بالماء، ثم اسكبها في المغسلة ثم اسكب عليها الماء.

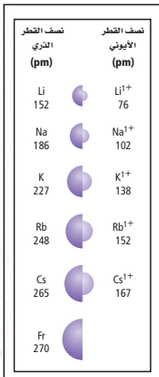
اطلب إلى الطلاب مقارنة شدة تفاعل الفلزات الثلاثة، ثم اطلب اليهم التنبؤ بالخواص التفاعلية لمجموعة الفزات القلوية. K هو الأكثر تفاعلا، وLi هو الأقل تفاعلًا، وتزداد التفاعلية من أعلى المجموعة في الجدول الدوري إلى أسفله. ض م

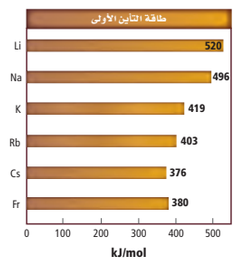
الاختبارات التحليلية

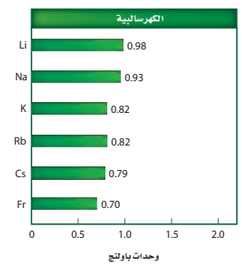
نشاط اطلب إلى الطلاب كتابة ثلاثة أو أربعة دلائل يمكن استعمالها في تحديد عنصر ما أو مجموعة من العناصر، يجب أن يكون الدليل الأول عامًّا، بينما تكون الأدلة التي تليه بشكل أكثر تحديدًا، بحيث يضيق مجال الاختيار ليصل إلى عنصر واحد. استعمل دلائل الطلاب لمراجعة خصائص الفلزات القلوية. ض م

الخواص الذرية

- لكل عنصر من عناصر المجموعة 1 إلكترون تكافؤ واحد وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ ns^1 .
- تفقد عناصر المجموعة 1 إلكترون التكافؤ الخاص بها لتكون أيونًا ذا شحنة موجبة 1+.
- تزداد أنصاف أقطار الذرات وأنصاف أقطار الأيونات كلما انتقلنا في المجموعة 1 من أعلى إلى أسفل.
- تقل الكهرسالبية كلما انتقلنا في المجموعة 1 من أعلى إلى أسفل.
- لا توجد الفلزات القلوية في الطبيعة بشكل حر؛ لأنها نشطة جدًّا.
- لكل عنصر من عناصر الفلزات القلوية نظير واحد مشع على الأقل.
- بسبب ندرة عنصر الفرانسيوم، ولأنه يضمحل بسرعة كبيرة جدًّا فإن خواصه غير معروفة إلى الآن.





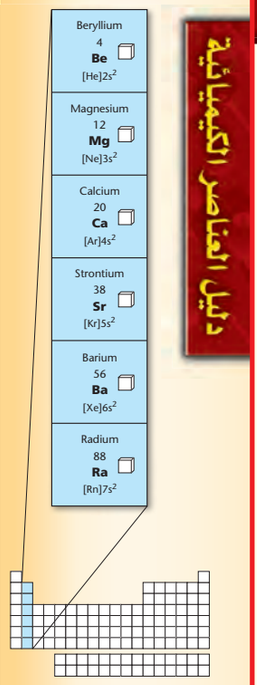


الاختبارات التحليلية

يمكن تعرف الفلزات القلوية من خلال اختبارات اللهب؛ فالليثيوم ينتج لهبًا أحمر اللون، والصوديوم ينتج لهبًا برتقاليًّا، بينما ينتج كل من البوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم لهبًا بنفسجيًّا.

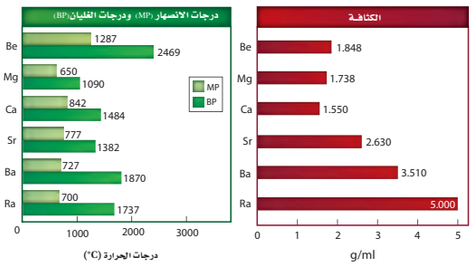
الخواص الفيزيائية

خلفية علمية تحتوي الفلزات القلوية الترابية على إلكترونين في مستوى الطاقة الخارجي، ممَّا يسمح لها بالمشاركة في الرابطة الفلزية بشكل أقوى من عناصر المجموعة 1. تفقد عناصر مجموعة الفلزات القلوية الترابية إلكترونين أثناء تفاعلها، (خلافا لعناصر المجموعة 1، التي تفقد إلكترونًا واحدًا أثناء تفاعلها)، ممَّا يجعل قوى التجاذب أكبر بين الذرات، وهذا ما يجعلهم أكثر صلابة من عناصر المجموعة 1.



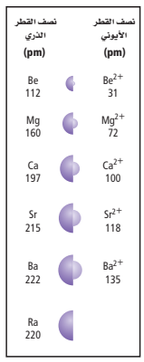
الخواص الفيزيائية

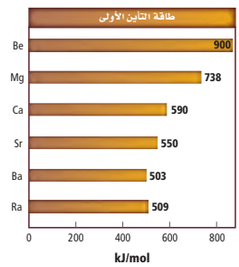
- لمعظم الفلزات القلوية الأرضية مظهر فضي لامع، وتتكون طبقة رقيقة عليها عند تفاعلها مع الأكسجين.
- تعد الفلزات القلوية الأرضية أصلب وأكثر كثافة وأقوى من العديد من عناصر المجموعة 1، ولكنها تبقى أقل صلابة من الكثير من الفلزات.
- لمعظم الفلزات القلوية الأرضية درجات انصهار ودرجات غليان أكبر من الفلزات القلوية.
- تزداد الكثافة بشكل عام كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة.

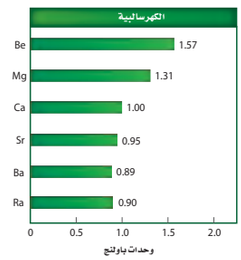


الخواص الذرية

- لكل عنصر من المجموعة 2 إلكترونا تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ ns^2 .
- تفقد عناصر الفلزات القلوية الأرضية إلكتروني التكافؤ الخاصَّين بها لتكون أيونًا ذا شحنة ثنائية موجبة 2+.
- يزداد نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون كلما انتقلنا في المجموعة 2 من أعلى إلى أسفل، ولكنها تبقى أصغر من أنصاف أقطار ذرات المجموعة 1 وأنصاف أقطار أيوناتها.
- تقل الكهرسالبية وطاقة التأين كلما انتقلنا في المجموعة 2 من أعلى إلى أسفل، ولكنهما يكونان أكبر من عناصر المجموعة 1.

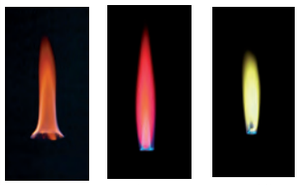






الاختبارات التحليلية

يمكن تعرُّف ثلاثة من الفلزات القلوية الأرضية من خلال اختبارات اللهب؛ فالكالسيوم ينتج لهبًا قرمزي اللون أقرب إلى اللون البرتقالي، بينما ينتج الإسترانشيوم لهبًا قرمزيًّا أقرب إلى اللون البنفسجي، أما الباريوم فينتج لهبًا أصفر مخضرًّا.



الخواص الذرية

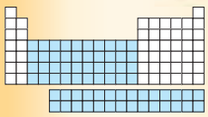
نشاط ضع طبقي بتري فوق جهاز العرض الرأسي، واسكب قليلًا من الماء في كلٍّ منهما وأضف ثلاث قطرات من كاشف الفينولفثالين، ثم اعرض على الطلاب عينات من الماغنيسيوم والكالسيوم، واطلب إليهم التنبؤ بأيٍّ منهما سيكون أكثر تفاعلا مع الماء. يجب على الطلاب التنبؤ بأن الكالسيوم سيكون أكثر تفاعلًا من الماغنيسيوم؛ لأن شدَّة التفاعل تزداد كلما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة وكذلك تقل طاقة التأيُّن. نظف سطح العيِّنتين باستخدام ورق الصنفرة ثم ضع الماغنيسيوم في طبق بتري والكالسيوم في طبق بتري آخر، اطلب إليهم ملاحظة وتفسير ما شاهدوه، ثم اسألهم عن سبب استخدام الفينولفثالين في التجربة. يجب أن يلاحظ الطلاب أن الكالسيوم أكثر تفاعلًا من الماغنيسيوم الذي يتفاعل ببطء شديد جدًّا يكاد لا يلاحظ؛ لأن الكالسيوم يقع أسفل المجموعة 1 في الجدول الدوري. ويجب على الطلاب أيضًا التنبؤ بأن ناتج التفاعل سيكون هيدروكسيد الماغنيسيوم وهيدروكسيد الكالسيوم، وأن القواعد تحول الفينولفثالين إلى اللون الزهري.

الاختبارات التحليلية

خلفية علمية يمكن أن تتواجد الذرات إما في الحالة المستقرة أو في الحالة المثارة. فعند إجراء اختبار اللهب، يعمل لهب بنزن على استثارة إلكترون التكافؤ في الذرات، وإجباره على القفز إلى مستوى طاقة أعلى، وعندما يعود الإلكترون إلى مستواه الطبيعي، يطلق فوتونات تصدر ضوءًا مرئيًّا له طول موجيٌّ ولون خاصٌّ به.

الخواص الفيزيائية

خلفية علمية تتشارك العناصر الفلزية الانتقالية في بعض الخصائص المتشابهة مثل؛ الموصلية واللمعان والقابلية للطرق. إلَّا أن هناك بعض الاختلافات، فمثلًا؛ تعتبر الفضة أفضل موصل للكهرباء، ويستخدم الحديد والتيتانيوم كمواد للبناء نظرًا لصلابتهما، بينما يستخدم الفاناديوم والمنجنيز والتيتانيوم في صناعة سبائك الحديد.



الخواص الفيزيائية

- تشمل العناصر الانتقالية الرئيسة أربع سلاسل من الفئة d، والتي تتراوح أعدادها الذرية بين (109 – 104)، (80 – 72)، (48 – 39)، (30 – 21). أما العناصر الانتقالية الداخلية فتشمل عناصر الفئة f (وهي عناصر نادرة)، ضمن سلسلة اللانثانيدات، والتي تتراوح أعدادها الذرية بين (71 – 57)، وسلسلة الأكتنيدات التي تتراوح أعدادها الذرية بين (103 – 89)، وجميعها فلزات.
- تعد العناصر الانتقالية –كغيرها من الفلزات– جيدة التوصيل للكهرباء والحرارة، وهي قابلة للسحب، مما يعني أنه من الممكن سحبها على شكل أسلاك، وهي أيضا مرنة قابلة للطرق، مما يعني إمكانية طرقها وسحبها على شكل صفائح.
- للعناصر الانتقالية عامة كثافة مرتفعة، ودرجات انصهار مرتفعة، وضغط بخاري منخفض. وتكون جميع العناصر الانتقالية صلبة عند درجة حرارة الغرفة ما عدا الزئبق، الذي يكون في الحالة السائلة.
- صلابة العناصر الانتقالية، وتوافرها بكثرة –ومنها الحديد– تجعلها تستخدم بوصفها مواد بناء.
- العديد من العناصر الانتقالية تعكس الضوء المرئي عند أطوال موجية محددة، مما يجعل بعض مركباتها تظهر ملونة ولامعة.
- غالبا ما يكون للعناصر الانتقالية خواص مغناطيسية، مما يعني أنها تنجذب إلى مجال مغناطيسي قريب منها. وتعد العناصر الانتقالية الثلاثة (الحديد والكوبلت والنيكل) ذات خواص مغناطيسية، حيث يمكن لهذه العناصر تكوين مجالها المغناطيسي الخاص بها.

عند تعرض برادة الحديد إلى مغناطيس تصبح مغناطيسًا، وتنجذب إلى المغناطيس وينجذب بعضها إلى بعض.

الخواص الذرية

خلفية علمية يمكن تحديد الخواص الفيزيائية للفلزات الانتقالية من خلال التوزيع الإلكتروني، ومعظم عناصرها صلبة ولها درجات انصهار وغليان مرتفعة. وتكمن الاختلافات بين خواص عناصر الفلزات الانتقالية إلى قدرة زوج الإلكترونات غير المرتبط في المستوى الفرعي d على الانتقال إلى مستوى التكافؤ. وكلَّما ازداد عدد أزواج الإلكترونات غير المرتبطة في المستوى الفرعي d، كلَّما كان العنصر أكثر صلابة وله درجات انصهار وغليان مرتفعة.

الاختبارات التحليلية

نشاط يمكن التمييز بين العناصر الانتقالية من خلال اللون، الذي يستخدم في تحديد حالة التأكسد لبعض العناصر الانتقالية.

أحضر أربع كؤوس زجاجية وضع عنوانًا لكل منها على التوالي: 2+ ، 5+ ، 6+ ، 7+. والتي تمثل الحالات الأربع للأكسدة لعنصر المنجنيز. ضع 10 ml من محلول كبريتات المنجنيز ($1\ g\ MnSO_4$ في 50 ml ماء) في الكأس المكتوب عليها 2+، سيصبح لون المحلول زهريًّا فاتحًا. وضع 10 ml من محلول $MnSO_4$ في الكأس المكتوب عليها 5+، وأضف عليه 10 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم (25 g NaOH في 25 ml ماء)، ثم حرك الكأس بشكل دائري حتى يصبح لون المحلول أزرق. وضع 10 ml من محلول بيرمنجنات البوتاسيوم ($0.1\ g\ KMnO_4$ في 100 ml ماء) في الكأس المكتوب عليها 6+. ثم أضف عليه 4 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم (12 g NaOH في 50 ml ماء) ثم أضف 4 ml من محلول كبريتيت الصوديوم ($1.0\ g\ Na_2SO_3$ في 50 ml ماء). سيتحول المحلول من اللون البنفسجي إلى الأخضر. وأخيرًا ضع $10\ ml\ KMnO_4$ في الكأس المكتوب عليها 7+، يصبح المحلول بنفسجي اللون.

الخواص الذرية

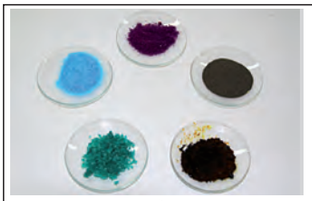
- للعناصر الانتقالية الرئيسة مستويات ثانوية d غير مكتملة.
- تتضمن العناصر الانتقالية الداخلية سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتنيدات، ولهذه العناصر مستويات ثانوية f غير مكتملة.
- يساعد التركيب الإلكتروني للعناصر الانتقالية على تعرّف خواصها الكيميائية؛ فكلما كان عدد الإلكترونات غير المرتبطة في المستوى الثانوي d أكبر كان العنصر أكثر صلابة وكانت درجات الانصهار والغليان أعلى.
- تسبب الإلكترونات غير المرتبطة في مستويات f و d الخواص المغناطيسية للعناصر الانتقالية.
- يساعد التركيب الإلكتروني العناصر الانتقالية على تكوين المركبات الملونة؛ إذ تستطيع المركبات التي تحتوي إلكترونات غير مرتبطة في المستوى d امتصاص الضوء المرئي.
- يوجد اختلاف يسير بين العناصر الانتقالية في الحجم الذري، والكهرسالبية، وطاقة التأين، عند الانتقال في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين.
- تستطيع العناصر الانتقالية تكوين أيونات من خلال أعداد تأكسد مختلفة.

أعداد تأكسد الدورة الأولى للعناصر الانتقالية

Sc				+3				
Ti			+4	+3	+2	+1		
V			+5	+4	+3	+2	+1	
Cr		+6	+5	+4	+3	+2	+1	0
Mn	+7	+6	+5	+4	+3	+2	+1	0
Fe		+6	+5	+4	+3	+2	+1	0
Co			+5	+4	+3	+2	+1	0
Ni				+4	+3	+2	+1	
Cu					+3	+2	+1	
Zn						+2		

الاختبارات التحليلية

لاحظ ألوان مركبات العناصر الانتقالية في الشكل المجاور، تمتص هذه العناصر أطوالًا موجية مختلفة من الضوء عند وضعها في المحاليل. يستخدم الطيف المرئي عملية امتصاص الضوء عند أطوال موجية محددة لقياس تركيز المركبات الملونة في المحلول. تَستخدم هذه الطريقةُ في التحليل التفاعلَ الذي يحدث بين إلكترونات التكافؤ للعناصر الانتقالية، والضوء المرئي. ولأن الكثير من مركبات العناصر الانتقالية ذات ألوان فإنه يصبح من الممكن استخدام هذه التقنية في تحليل العناصر الانتقالية.



لعناصر المركبات الانتقالية ألوان بسبب الامتلاء الجزئي للمستوى d، وتستطيع الإلكترونات فيها امتصاص الضوء المرئي لأطوال موجية محددة، أما المركبات التي تحتوي مستوًى ممتلئًا أو فارغًا تمامًا من الإلكترونات فإنها لا تكون ألوانًا براقة.

الخواص الفيزيائية

خلفية علمية من أهم خصائص الفلزات أن لها لمعانًا وبريقًا، حيث يعتبر الألومنيوم وهو من عناصر المجموعة 13 من أكثر العناصر لمعانًا في الجدول الدوري. ويعود سبب لمعان الفلزات إلى حرية حركة إلكتروناتها حول النواة مقارنة بالعناصر اللافلزية. تعكس الإلكترونات الحرة الحركة ضوءًا نراه بأعيننا لمعانًا وبريقًا.

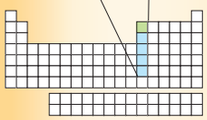
Boron
5
B
$[He]2s^22p^1$

Aluminum
13
Al
$[Ne]3s^23p^1$

Gallium
31
Ga
$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$

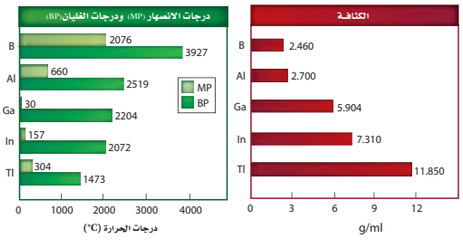
Indium
49
In
$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$

Thallium
81
Tl
$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$



الخواص الفيزيائية

- لمعظم عناصر المجموعة 13 من الفلزات مظهر فضي لامع، ما عدا البورون الذي له لون أسود، والثاليوم ذو لون فضي غير لامع، ولكنه يتأكسد بسرعة.
- يعد البورون من أشباه الفلزات، بينما باقي عناصر المجموعة 13 من الفلزات.
- عناصر هذه المجموعة خفيفة الوزن نسبيًّا ولينة، ما عدا البورون الذي يعد صلبًا جدًّا كالماس.
- تكون عناصر المجموعة 13 صلبة عند درجة حرارة الغرفة، وينصهر الجاليوم عند ارتفاع درجة حرارة الغرفة عن معدلها قليلًا.
- لعناصر المجموعة 13 درجة غليان أعلى من درجة غليان عناصر مجموعة الفلزات القلوية الأرضية، و درجتا غليان وانصهار أقل من عناصر مجموعة الكربون.



الخواص الذرية

خلفية علمية يشارك عنصر البورون في الرابطة التساهمية، ويمكن أن تتشكل بتراكيب هندسية كيميائية مختلفة. إحدى هذه التراكيب الهندسية هي " عشرينيَّة الوجوه"، وهي عبارة عن شكل هندسي صلب يتكون من مثلثات متساوية الأضلاع ذات عشرين وجهًا، ممّا يشكل 12 قمة تمثل كل منها موقع ذرات البورون، والتي تقابل $B_{12}H_{12}$ ، وهناك شكل آخر معقد لعشرينيَّة الوجوه يمكن أن تتشكل مع البورون حيث لا تكون جميع القمم تحتوي على البورون.

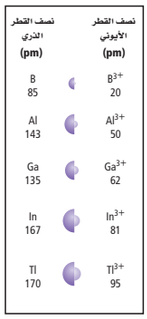
الاختبارات التحليلية

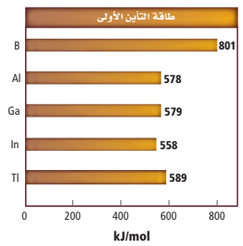
خلفية علمية تكون الألوان الناتجة عن اختبارات اللهب غير واضحة وتكون النتائج غير مقنعة وغير حاسمة.

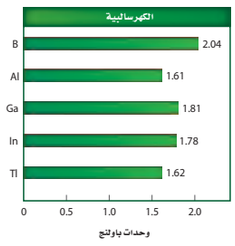
لذا يلجأ العلماء إلى استخدام الطيف الخطِّي للتوصل إلى نتائج أكثر دقة عند التعرف على العناصر. يقسّم الطيف الخطي إلى قسمين: طيف الانبعاث وطيف الامتصاص. فطيف الانبعاث عبارة عن مجموعة من تردُّدات الموجات الكهرمغناطيسية المتحررة من ذرات العناصر. فكل عنصر له طيف فريد خاص به، ويحتوي على عدّة خطوط ملونة مرتبطة بالإشعاع المنبعث من الذرات. وتمتص بعض العناصر تردُّدات الضوء نفسها تمامًا كالترددات التي تبعثها، ممّا ينتج طيف الامتصاص، حيث تظهر الترددات الممتصة كخطوط سوداء اللون.

الخواص الذرية

- لكل عنصر من عناصر المجموعة 13 ثلاثة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^1$.
- تفْقد عناصر المجموعة 13 – ما عدا البورون– إلكترونات تكافئها الثلاث لتكون أيونًا ذا شحنة ثلاثية موجبة 3+. ولبعض العناصر– ومنها (Ga , In , Tl)– القدرة على فقد إلكترون واحد فقط من إلكترونات تكافئها لتكون أيونًا ذا شحنة أحادية موجبة 1+ .
- يتشارك البورون فقط في الروابط التساهمية.
- يزداد نصف القطر الذري ونصف القطر الأيوني لعناصر المجموعة 13 كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل، وحجوم عناصرها مشابهة لحجوم عناصر المجموعة 14.
- تقل طاقة التأين لعناصر المجموعة 13 كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل.







الاختبارات التحليلية

نتائج اختبار اللهب	
العنصر	لون اللهب
البورون	وميض أخضر ساطع
الإنديوم	لون أزرق نيلي
الثاليوم	أخضر

معظم عناصر مجموعة البورون– ما عدا الألومنيوم، الذي يعد واحدًا من العناصر الأكثر وفرة في قشرة الأرض – نادرة ولا يمكن العثور عليها حرة في الطبيعة. ويمكن تعرُّف ثلاثة منها باختبارات اللهب، كما هو موضّح في الجدول. فينتج البورون اللون الأخضر الساطع ، في حين ينتج الإنديوم اللون الأزرق النيلي. وينتج الثاليوم اللون الأخضر. وتتضمن أكثر الأساليب دقة في تعرُّف العناصر تقنيات الطيف وتقنيات التصوير المتقدمة.

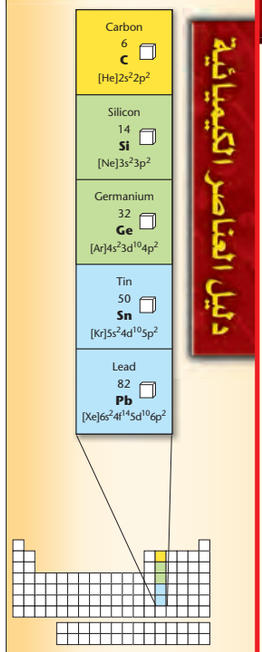
تمت تسمية عنصر الإنديوم بهذا الاسم بعد أن لاحظ العلماء اللون الأزرق النيلي في خطوط الطيف.

الخواص الفيزيائية

خلفية علمية لعنصر القصدير متآصلان: القصدير الأبيض والقصدير الرمادي.

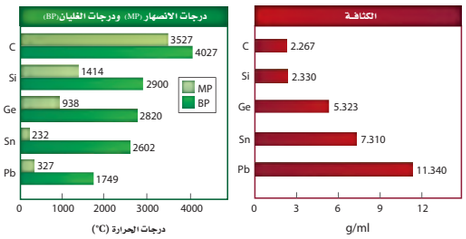
للقصدير الأبيض خواص فلزية، ويستخدم في أواني الخبز كطبقة رقيقة تغطي السطح الداخلي للعلب المعدنية. بينما لا يمتلك القصدير الرمادي خواصّ فلزية، ولونه رمادي باهت، وهو مسحوق مجهول الاستخدامات.

يتحول القصدير الأبيض إلى قصدير رمادي ببطء، إذا تعرض لدرجات حرارة أقل من 13 °C، وهو ما يعرف بطاعون القصدير أو آفة القصدير.



الخواص الفيزيائية

- تزداد الخواص الفلزية لعناصر مجموعة الكربون كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة. فالكربون لافلز. بينما السليكون والجرمانيوم أشباه فلزات. أما القصدير والرصاص فلزات.
- يمكن أن يوجد الكربون على شكل مسحوق أسود؛ أو مادة طرية، أو مادة صلبة زلقة رمادية اللون؛ أو مادة صلبة شفافة؛ أو مادة صلبة ذات لون برتقالي قريب إلى الاحمار.
- يمكن للسليكون أن يكون مسحوقًا بنيًّا أو مادة صلبة رمادية لامعة.
- الجرمانيوم شبه فلز صلب ولامع، لونه رمادي- أبيض، يمكن أن يكسر بسهولة.
- للقصدير أيضا شكلان؛ حيث يوجد على شكل فلز صلب فضي اللون مائل إلى اللون الأبيض، كما يوجد أيضًا على شكل فلز صلب رمادي لامع. وكلاهما قابل للطرق والسحب والتشكيل.
- الرصاص مادة فلزية لامعة رمادية، لينة، قابلة للطرق والسحب.
- تقل درجات الانصهار والغليان، وتزداد الكثافة كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة.



الخواص الذرية

خلفية علمية قد يواجه بعض الطلاب بعض صعوبة في فهم؛ لماذا تحتوي بعض المجموعات من الجدول الدوري على الفلزات وأشباه الفلزات واللافلزات.

راجع معهم طاقات التأين ونصف القطر الذري، وأشر إلى العلاقة التبادلية بين الخواص الدورية للعناصر وازدياد الخواص الفلزية لها، فكلما قلت طاقة التأين وازداد نصف القطر الذري، زادت قدرة الذرات على فقد الإلكترونات وتعتبر فلزات. راجع معهم أيضًا الميل الإلكتروني، وذكّرهم بأنه كلما زاد الميل الإلكتروني، زادت قدرة الذرات على كسب إلكترونات وتعتبر لافلزات.

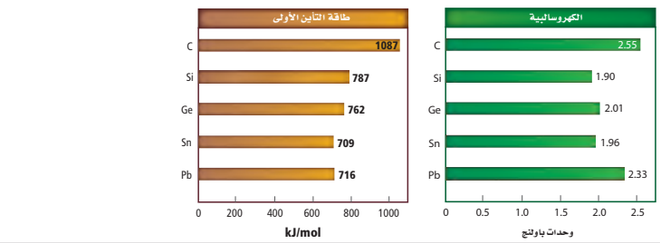
الاختبارات التحليلية

نشاط وضِّح تفاعل الترسيب المبيَّن في الشكل.

ضع 10 ml من محلول يوديد البوتاسيوم تركيزه 1M في كأس زجاجية سعتها 100 ml، ثم أضف 10 ml من نترات الرصاص تركيزه 1M إلى الكأس. سيتكون راسب أصفر اللون.

الخواص الذرية

- لكل عنصر من عناصر المجموعة 14 أربعة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\,np^2$.
- تشارك عناصر مجموعة الكربون في الروابط التساهمية بعدد تأكسد 4+. ويمكن للقصدير والرصاص أيضا أن يكون لهما عدد تأكسد 2+. و للكربون والسليكون في بعض المركبات عدد تأكسد 4−
- يوجد كل من الكربون والسليكون والقصدير بأشكال بلورية مختلفة.
- يزداد نصف القطر الذري ونصف القطر الأيوني كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة، ولكنها تتشابه مع أنصاف أقطار عناصر المجموعة 13.
- لعناصر المجموعة 14 – ما عدا الكربون – طاقات تأين متماثلة، وليس هناك تباين في الكهرسالبية بين هذه العناصر.



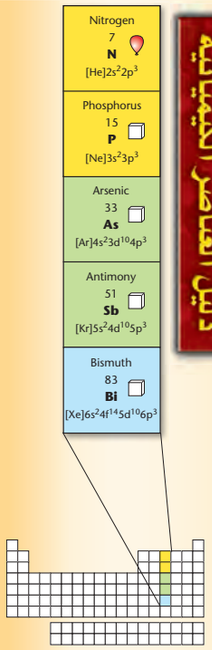
الاختبارات التحليلية

لا يمكن تعرُّف عناصر المجموعة 14، من خلال اختبارات اللهب؛ لأن هذه العناصر ترتبط مع غيرها من خلال الروابط التساهمية، ما عدا الرصاص الذي ينتج ضوءًا أزرق اللون. ويمكن تعرُّف عناصر مجموعة الكربون من خلال تحليل خواصها الفيزيائية، ومنها درجة الانصهار ودرجة الغليان والكثافة، و من خلال طيف الانبعاث، أو من خلال تفاعلها مع غيرها من المواد الكيميائية، فمثلًا يكوّن الرصاص والقصدير رواسب عند إضافتها إلى محاليل محددة.

عند إضافة نترات الرصاص إلى يوديد البوتاسيوم ينتج راسب أصفر من يوديد الرصاص.

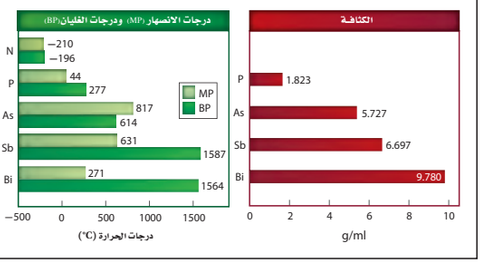
الخواص الفيزيائية

نشاط اطلب إلى الطلاب حساب كتلة كأس زجاجية صغيرة، ثم ضع فيها كرة العث (النفثالين) واحسب كتلتيهما. يجب على الطلاب حساب كتلة النفثالين في نهاية الدرس، وتكرار حساب الكتلة في بداية ونهاية كل درس وحتى ثلاثة إلى أربعة أيام، وتسجيل بياناتهم وملاحظاتهم. يجب أن يلاحظ الطلاب أن كرة العث تفقد بعض كتلتها، ولكنها لا تتحول إلى سائل. اطلب إلى الطلاب إعطاء أمثلة أخرى على التسامي. قد يفكر الطلاب في الجليد الجاف أو مكعبات الثلج في مجمد الثلاجة. ض م



الخواص الفيزيائية

- تزداد الخواص الفلزية – تمامًا كعناصر المجموعة 14– كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة؛ فالنيتروجين والفوسفور لافلزات، بينما الزرنيخ والأنتيمون أشباه فلزات. أما البزموث ففلز.
- تختلف أشكال عناصر مجموعة النيتروجين تمامًا كعناصر المجموعة 14.
- يكون النيتروجين على شكل غاز عديم اللون والرائحة .
- يوجد الفوسفور على ثلاثة أشكال بلورية جميعها صلب، وتكون هذه الأشكال بيضاء أو حمراء أو سوداء.
- يكون الزرنيخ صلبًا ولامعًا، ولونه رمادي مائل إلى اللون الأبيض، وهش. ويمكن أن يكون صلبًا ذا لون أصفر باهت تحت ظروف محددة. ويتسامى الزرنيخ عند تسخينه.
- الأنتيمون صلب، فضي– رمادي اللون، لامع، هش.
- البزموث صلب ذو لون رمادي لامع أقرب إلى اللون الوردي. وهو أقل الفلزات في الجدول الدوري توصيلًا للكهرباء، وهو هش أيضًا.
- تزداد درجات غليان العناصر، وتزداد الكثافة أيضا كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة 15.



الخواص الذرية

نشاط اطلب إلى الطلاب اختبار ضعف النفاذية المغناطيسية من خلال ربط خيط رفيع حول عود تنظيف الأسنان، ثم ربط هذا العود بطريقة تجعله معلقًا في الهواء وبعيدًا عن المواد الفلزية (ضع مسطرة متريَّة بين مقعدين واربط الخيط في منتصفه)، ثم أعط الطلاب مجموعة من الخضار والفاكهة. تحذير: ذكِّر الطلاب بضرورة عدم تناول أيِّ شيء في المختبر. واطلب إليهم وضع الخضار والفاكهة واحدة بعد الأخرى فوق العود وتقريب مغناطيس إليه دون لمسه، ثم اطلب إليهم ملاحظة النتائج وتسجيلها ومن ثم تفسيرها. اطلب إليهم تذكُّر إذا ما كان هناك نمط تكراري في أثناء النشاط. يجب على الطلاب مشاهدة أن الطعام الذي يحتوي على نسبة ماء عالية سيتحرك بعيدا عن المغناطيس، بغض النظر عن قطب المغناطيس المستخدم، بسبب ضعف نفاذية الماء المغناطيسية.

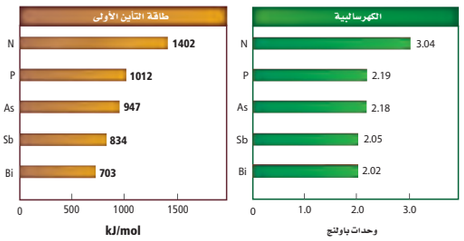
الاختبارات التحليلية

خلفية علمية يعاد ترتيب العناصر أثناء التفاعلات الكيميائية؛ لتكوين مواد ناتجة تختلف في صفاتها عن المواد المتفاعلة الأصلية. وبما أن التغير يحدث على مستوى الذرات، فإنه من الصعب أحيانًا تحديد ما إذا حدث تفاعل كيميائي أم لا. هناك على الأقل خمسة مؤشرات تدل العلماء على حدوث التفاعل. منها: تصاعد الغاز (كثير من الأحيان تتم عن طريق الفقاعات)، وتحرير الطاقة الحرارية أو امتصاصها، وتغير اللون، أو تكون رواسب. ومن المؤشرات الأخرى تكون الروائح.

الخواص الذرية

- لكل عنصر من عناصر المجموعة 15 خمسة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\,np^3$.
- النيتروجين ضعيف النفاذية المغناطيسية، مما يعني أنه لا ينجذب إلى المجال المغناطيسي. وهذا يدل على أن إلكتروناته جميعها مرتبطة.
- للنيتروجين عدد تأكسد يتراوح بين 3− و5+ .
- للفوسفور والزرنيخ والأنتيمون أعداد تأكسد 3− و 3+ و 5+ .
- للبيزموث أعداد تأكسد 3+ و 5+.
- تقل طاقات التأين الأولى والكهرسالبية، ويزداد نصف القطر الذري كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة.

	نصف القطر الأيوني (pm)	نصف القطر الذري (pm)
N	N^{3-} 146	75
P	P^{3-} 212	110
As	As^{3-} 222	120
Sb	Sb^{5+} 62	140
Bi	Bi^{5+} 74	150



الاختبارات التحليلية

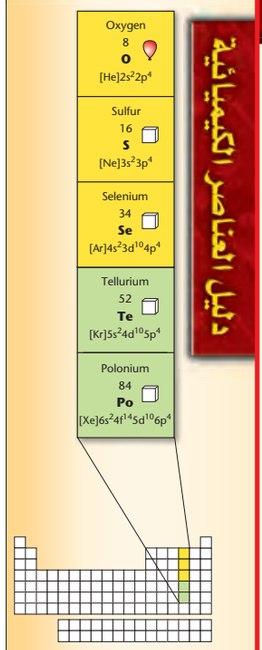
لا يمكن تعرُّف عناصر المجموعة 15 من خلال اختبارات اللهب؛ لأن معظم هذه العناصر لافلزية وترتبط بغيرها من خلال الروابط التساهمية، ما عدا الأنتيمون الذي يصدر ضوءًا أخضر خافتًا أو أزرق عند تعريضه للهب، والبزموث الذي يصدر ضوءًا أزرق مائلًا إلى البنفسجي.

يمكن تعرُّف عناصر مجموعة النيتروجين من خلال تحليل خواصها الفيزيائية، ومنها درجة الانصهار ودرجة الغليان والكثافة، ومن خلال طيف الانبعاث، أو من خلال تفاعلها مع غيرها من المواد الكيميائية، فمثلا يتكون راسب من أيونات البزموث عند إضافتها إلى هيدروكسيد القصدير وهيدروكسيد الصوديوم. ويمكن تعرُّف مركبات الأمونيوم التي تحتوي على النيتروجين من خلال الرائحة المميزة التي تصدر عند إضافتها إلى هيدروكسيد الصوديوم، ومن خلال تغير اللون الحاصل لورقة تباع الشمس الحمراء الموضوعة على فوهة أنبوب الاختبار.

الخواص الفيزيائية

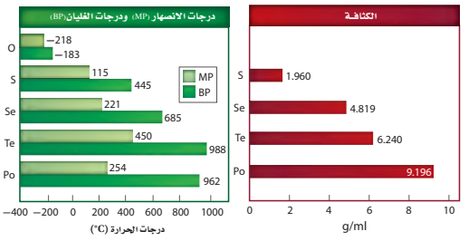
نشاط سيلاحظ الطلاب الشكل المعيّني للكبريت وتحولاته إلى الشكل غير المتبلور، الذي يسمى الكبريت البلاستيكي.

استخدم قطعة من الكبريت معيّني الشكل لتعزيز خصائص اللافلزات بشكل بصري، ثم قم بتغطيتها بقطعة من القماش، واكسرها إلى قطع صغيرة بواسطة المطرقة. وبما أنَّ الكبريت معيني الشكل وهش ، وعلى شكل مسحوق، وغير قابل للطرق؛ استخدم جهاز فحص الموصلية الكهربائية لإثبات أن الكبريت غير موصل للتيار الكهربائي. املأ كأسا زجاجيةً سعة 250 ml إلى منتصفها بالماء المقطر، واملأ أنبوبة اختبار إلى منتصفها بالكبريت. سخّن الكبريت حتى يبدأ في الغليان ويتحول إلى اللون الغامق، واسكب الكبريت الساخن في كأس الماء. **تحذير:** يمكن لأبخرة الكبريت أن تشتعل. أخرج قطعة الكبريت غير المتبلورة من الماء بعد أن تبرد بالملعقة. تتضمن الخواص الفيزيائية للكبريت معيني الشكل مما يلي: اللون الأصفر، الصلابة، الهشاشة، انخفاض درجات الانصهار، ولا توصل الكهرباء. بينما يكون الكبريت غير المتبلور أسود اللون أو أحمر غامقًا، ومطاطًا ومرنًا، ولكنه يتحول مرة أخرى ببطء إلى الشكل المعيني. اسأل الطلاب: ما التآصل؟ التآصل وجود شكلين أو أكثر لعنصر ما في الحالة الفيزيائية نفسها، ولكنها تختلف في التركيب الجزيئي. ض م



الخواص الفيزيائية

- في درجة حرارة الغرفة يكون الأكسجين غازًا نقيًّا ، عديم الرائحة، بينما يكون باقي عناصر المجموعة 16 مواد صلبة.
- لبعض عناصر المجموعة 16 أشكال بلورية عديدة شائعة. فيمكن أن يوجد الأكسجين على شكل O_2 أو O_3 (الأوزون). وللكبريت أيضًا الكثير من الأشكال البلورية. أما السيلينيوم فله ثلاثة أشكال بلورية شائعة: رمادي غير متبلور، وبلوري أحمر، أو على شكل مسحوق ذي لون أحمر مائل إلى الأسود.
- يعدُّ كل من الأكسجين والكبريت والسيلينيوم لافلزات، بينما التيرونيوم والبولونيوم أشباه فلزات.
- للأكسجين خواص مغناطيسية، وهذا يعني أنه يمكن لمغناطيس قوي أن يجذب جزيئات الأكسجين.
- تزداد درجات الغليان والانصهار لعناصر المجموعة 16 مع زيادة العدد الذري ما عدا البولونيوم. وتزداد الكثافة لجميع عناصر المجموعة 16 بزيادة العدد الذري لها.



الخواص الذرية

نشاط اطلب إلى الطلاب البحث حول متآصلات عنصري السيلينيوم و التيلوريوم، ثم تلخيص ما وجدوه في فقرة واحدة أو فقرتين. ض م

الاختبارات التحليلية

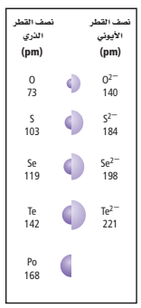
نشاط سينتج الطلاب الأكسجين، ثم سيقومون بفحص وجود الأكسجين باستخدام عود من الخشب المشتعل. يجب على الطلاب لبس النظارات الواقية عند التعامل مع فوق أكسيد الهيدروجين.

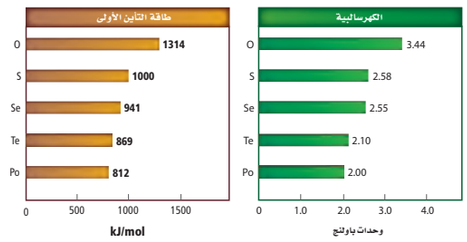
أضف 200 ml من 3% فوق أكسيد الهيدروجين إلى دورق زجاجي سعته 250 ml ، ثم أضف 1 ml من الخميرة الجافة، ستلاحظ ظهور فقاعات من الخليط. اترك التفاعل يجري عدة دقائق، للتخلص من الهواء الموجود في الدورق، ثم ضع قطعة الخشب المشتعلة فوق السائل الموجود في الدورق مباشرة، فمع وجود الأكسجين ستشتعل القطعة الخشبية ويظهر اللهب. اسكب محتويات الدورق في المغسلة واسكب عليها الماء أو تخلص من المواد في سلة النفايات. اطلب إلى الطلاب كتابة معادلة كيميائية موزونة لعملية تكسر الروابط في فوق أكسيد الهيدروجين. $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

اسأل الطلاب: ما دور الخميرة في هذا التفاعل؟ تُعد الخميرة إنزيمًا محفزًا يسرع من معدل التفاعل. ض م

الخواص الذرية

- لكل عنصر من عناصر المجموعة 16 ستة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^4$.
- يمكن لعناصر المجموعة 16 أن يكون لها أعداد تأكسد مختلفة، فمثلا للأكسجين أعداد تأكسد 2− و 1− ، وللكبريت أعداد تأكسد 6+ و 4+ و 2+.
- تقل طاقات التأين الأولى والكهرسالبية، كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة.
- للبولونيوم 27 نظيرًا معروفًا، وجميعها نظائر مشعة.





الاختبارات التحليلية

يمكن قياس نسبة وجود الأكسجين بطرائق عدة، وفي بيئات مختلفة؛ فمثلا يمكن لجهاز قياس ذائبية الأكسجين أن يقيس نسبة الأكسجين المذاب في عينة من الماء، حيث يعمل هذا الجهاز على تحويل جزيئات الأكسجين إلى أيونات الهيدروكسيد. ثم يقيس هذا الجهاز التيار الكهربائي الناتج خلال هذا التفاعل، فكلما كان تركيز الأكسجين أكبر كان التيار أكبر.

فحص ذائبية الأكسجين أحد تحاليل مراقبة جودة الماء.

الخواص الفيزيائية

خلفية علمية جاء اسم الفلور من الكلمة اللاتينية fluere والتي تعني التدفق.

يستخدم معدن الفلورايت – الذي يحتوي على الفلور والكالسيوم – في خفض درجات انصهار المعادن الأخرى لجعلها سهلة الفصل من خاماتها.

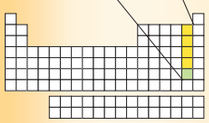
Fluorine
9
F
$[He]2s^2 2p^5$

Chlorine
17
Cl
$[Ne]3s^2 3p^5$

Bromine
35
Br
$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$

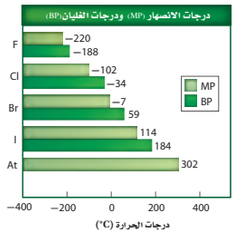
Iodine
53
I
$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^5$

Astatine
85
At
$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$



الخواص الفيزيائية

- عند درجة حرارة الغرفة يكون الفلور والكلور في الحالة الغازية. ويكون البروم – بالإضافة إلى الزئبق – سائلًا. أما اليود فمادة صلبة تتسامى بسهولة.
- الفلور غاز أصفر باهت. والكلور غاز أصفر مائل إلى اللون الأخضر. أما البروم فسائل أحمر مائل إلى البني، بينما اليود صلب، لونه أزرق غامق.
- تزداد درجة غليان ودرجة انصهار عناصر المجموعة 17 كلما زاد العدد الذري.



عند درجة حرارة الغرفة يتسامى اليود، وتظهر بلوراته بلون أزرق غامق، وتتصاعد أبخرة بنفسجية.

الخواص الذرية

خلفية علمية سميت عناصر المجموعة 17 تبعًا لقدرة هذه العناصر على تكوين مركبات مع معظم الفلزات، وبما أن هذه المركبات تدعى أملاحًا، فإن عناصر المجموعة 17 تدعى هاليدات الأملاح أو الهالوجينات، وهي مواد لافلزية نشطة كيميائيًّا وتوجد مرتبطة مع عناصر أخرى في الطبيعة. يُعدّ الفلور الأقل بالنسبة للعدد الذري من بين عناصر الهالوجينات، ويوفّر حجمه الذري حاجزًا صغيرًا بين إلكترونات التكافؤ و النواة. ويُعد الفلور أيضًا أعلى عناصر الجدول الدوري كهرسالبية، ممّا يعني أن له قدرةً كبيرةً على جذب الإلكترونات، وهذا يعني أن الفلور أكثر العناصر نشاطًا.

الاختبارات التحليلية

نشاط يمكن للطلاب إثبات وجود الكلور في البلاستيك، يجب على الطلاب العمل داخل خزانة طرد الغازات.

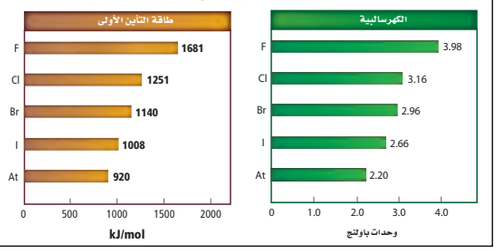
قص قطعًا مختلفة (1 cm – 2 cm)من بلاستيك معاد الاستخدام، ثم اطلب إلى الطلاب تسجيل نوع البلاستيك المعاد الاستخدام ثم فحص كلِّ عيِّنة من خلال حرقها باللهب. سيظهر لهبٌ أخضر اللون للعيّنة التي تحتوي على الكلور. اسأل الطلاب: كيف يؤثر حرق البلاستيك سلبًا على الهواء الجوي؟ حرق البلاستيك يؤدي إلى تحرير غاز Cl_2.

ض م تعلم تعاوني

الخواص الذرية

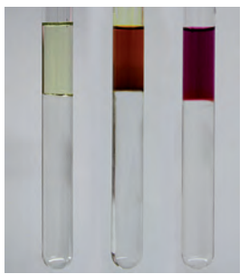
- لكل عنصر من عناصر المجموعة 17 سبعة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\,np^5$.
- تقل طاقات التأين الأولى والكهرسالبية، كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة 17.
- يعدّ الفلور العنصر الأكثر كهرسالبية في الجدول الدوري. لذلك لديه ميل أكبر لجذب الإلكترونات.
- الأستاتين عنصر مشع، ولكن استخداماته غير معروفة.
- يزداد نصف القطر الذري ونصف القطر الأيوني كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة.

	نصف القطر الأيوني (pm)	نصف القطر الذري (pm)
F	F^{1-} 133	72
Cl	Cl^{1-} 181	100
Br	Br^{1-} 195	114
I	I^{1-} 220	133



الاختبارات التحليلية

يمكن تعرُّف ثلاثة من الهالوجينات من خلال تفاعلات الترسيب، فيتفاعل كل من الكلور والبروم و اليود مع نترات الفضة ليكونوا رواسب مميزة لكل منهم. فكلوريد الفضة راسب أبيض وبروميد الفضة راسب حليبي اللون ، أما يوديد الفضة فراسب أصفر. ويمكن تعرُّف الكلور والبروم واليود أيضا من خلال ذوبانهم في الهكسان الحلقي. فكما هو مبين في الشكل، يتحول المحلول إلى اللون الأصفر في حالة الكلور، والبرتقالي عند إضافة البروم، والبنفسجي عند إضافة اليود.



تذوب الهالوجينات قليلًا في الماء (لاحظ الطبقة السفلى). ولكن في الهكسان الحلقي (الطبقة العليا)، يذوب كل من الكلور (الأصفر) والبروم (البرتقالي) واليود (البنفسجي).

الخواص الفيزيائية / الخواص الذرية

نشاط قسم الطلاب إلى مجموعات، تمثل كل مجموعة واحدًا من ستة عناصر من الغازات النبيلة، ثم اطلب إلى كل مجموعة إكمال الجدول الذي يلخص مميزات العنصر الذي يمثلونه، وخصائصه واستخداماته، ثم اطلب إلى كل مجموعة عرض نتائجها على باقي المجموعات. **تعلم تعاوني**

الاختبارات التحليلية

خلفية علمية يستخدم المطياف مبدأ الحيود؛ للكشف عن خطوط الطيف الفريدة التي يبعثها كل غاز نبيل. يحدث الحيود عندما تواجه موجات الضوء عائقا وتجبر على الانحراف حولها، ممّا يؤدي إلى فصل الطول الموجي للضوء كالمنشور الزجاجي. وإذا كان الضوء الداخل ذو طول موجي مفرد سيظهر طيفٌ خطي مفرد على كلا الجانبين وعلى مسافات متساوية من كل شق على الحاجز.

دليل العناصر الكيميائية

Helium
2
He
$1s^2$

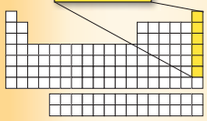
Neon
10
Ne
$[He]2s^22p^6$

Argon
18
Ar
$[Ne]3s^23p^6$

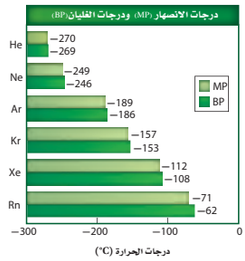
Krypton
36
Kr
$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$

Xenon
54
Xe
$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$

Radon
86
Rn
$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$

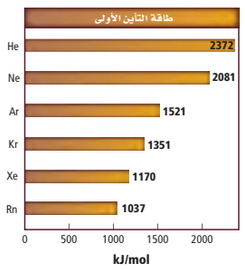


الخواص الفيزيائية



- تمتاز عناصر المجموعة 18 بأنها غازات عديمة اللون والرائحة.
- جميعها لافلزات.
- تزداد درجتا الغليان والانصهار لعناصر المجموعة كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة، ولكنها تبقى أقل من باقي عناصر الجدول الدوري.

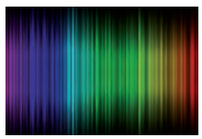
الخواص الذرية



- لكل عنصر من عناصر المجموعة 18 ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستواه الأخير. وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\,np^6$ ما عدا الهيليوم، الذي له إلكترونان فقط.
- جميع عناصر الغازات النبيلة وحيدة الذرة، وتوجد في صورة غير مرتبطة.
- للغازات النبيلة طاقات تأين أولى أكبر من عناصر الجدول الدوري جميعها.

الاختبارات التحليلية

لأن الغازات النبيلة عديمة اللون والرائحة، وتكون عمومًا غير نشطة، فإن العديد من التجارب التحليلية المستخدمة في تعرُّف هذه العناصر ليست مفيدة. ومع ذلك، فإن الغازات النبيلة تصدر ضوءًا ذا ألوان محددة ينبعث عندما تتعرض لتيار كهربائي، ويظهر لها طيف خطي.



عندما يمر التيار الكهربائي خلال غاز الزينون يظهر لون أزرق، وطيف خطي مميز.

(أ)

أشباه الفلزات Metalloids العناصر التي لها الخواص الفيزيائية والكيميائية لكل من الفلزات واللافلزات.

إلكتروليت Electrolyte المركب الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي بسبب تفككه إلى أيونات.

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons الإلكترونات في مستوى الطاقة الأخير في الذرة، والتي تحدد الخواص الكيميائية لهذه الذرة.

الإلكترونات الحرة Delocalized Electrons الإلكترونات التي تكوّن الرابطة الفلزية، وتكون حرة الحركة من ذرة إلى أخرى في الفلز، ولا تكون منجذبة نحو ذرة بعينها.

الأنيون Anion الأيون الذي له شحنة سالبة.

الأيون Ion ذرة أو مجموعة ذرات مترابطة لها شحنة موجبة أو سالبة.

الأيونات الأحادية الذرة Monatomic Ions الأيونات التي تتكون من ذرة واحدة فقط.

الأيون العديد الذرات Polyatomic Ion الأيون الذي يتكون من ذرتين أو أكثر ويسلك سلوك الأيون الواحد الذي يحمل شحنة موجبة أو سالبة.

(ب)

الشبكة البلورية Crystal Lattice تركيب ثلاثي الأبعاد يتكون من جسيمات بحيث يحيط الأيون الموجب عدد من الأيونات السالبة، ويحيط الأيون السالب عدد من الأيونات الموجبة، وتختلف البلورات في شكلها وفقًا لاختلاف حجوم الأيونات وأعدادها.

(ت)

تدرج خواص العناصر Periodic Law ترتيب العناصر وفق تزايد أعدادها الذرية، بحيث يؤدي إلى تدرج في خواص هذه العناصر.

تركيب لويس Lewis Structure نموذج يتم فيه تمثيل إلكترونات التكافؤ فقط على شكل نقاط أو خطوط للإلكترونات المرتبطة.

التفاعل الطارد للطاقة Exothermic التفاعل الكيميائي الذي يرافقه انبعاث طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة.

التفاعل الماص للطاقة Endothermic التفاعل الكيميائي الذي يحتاج إلى كمية من الطاقة لكسر الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من الطاقة التي تنبعث عندما تتكون روابط جديدة في جزيئات المواد الناتجة.

التمثيل النقطي للإلكترونات Electron-Dot Structure طريقة تمثيل إلكترونات التكافؤ حول رمز العنصر باستعمال النقط.

التهجين Hybridization الطريقة التي يتم فيها خلط المستويات الفرعية لتكوين مستويات جديدة مهجنة ومتماثلة.

التوزيع الإلكتروني Electron Configuration ترتيب الإلكترونات في الذرة وفقًا لثلاث قواعد، هي مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.

(ج)

الجزيء Molecule أصغر جزء في المادة يحمل صفاتها الفيزيائية والكيميائية، ويتكون من ذرتين أو أكثر.

(ح)

حالة الاستقرار Ground State حالة الذرة في أدنى مستوى للطاقة.

الحمض الأكسجيني Oxyacid أي حمض يتكون من الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

(د)

الدورات Periods الصفوف الأفقية في الجدول الدوري الحديث للعناصر.

(ر)

الرابطة الأيونية Ionic Bond الرابطة التي تنتج عندما يتحد فلز ولافلز.

رابطة باي π Bond الرابطة المتكونة من تداخل المستويات المتوازية بهدف التشارك بالإلكترونات.

الرابطة التساهمية Covalent Bond الرابطة التي تنتج عن التشارك بإلكترونات التكافؤ.

الرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond الرابطة التساهمية التي تقدم فيها إحدى الذرات زوجًا من الإلكترونات لذرة أخرى أو أيون بحاجة إلى زوج الإلكترونات للوصول إلى حالة الاستقرار.

الرابطة التساهمية القطبية Polar Covalent Bond الرابطة التي تنشأ عندما لا تكون المشاركة بالإلكترونات متساوية.

رابطة سيجما Sigma Bond الرابطة التساهمية الأحادية الناتجة عن اشتراك زوج من الإلكترونات نتيجة التداخل المباشر لمستويات الذرات.

الرابطة الفلزية Metallic Bond قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة في الفلز والإلكترونات الحرة الحركة.

الرنين Resonance الحالة التي تحدث عند وجود أكثر من تركيب لويس واحد للمركب أو الأيون.

(س)

السبيكة Alloy مخلوط من عدة عناصر لها خواص فلزية، وتتكون عادة من عناصر متماثلة الحجوم، أو يكون أحد العناصر أصغر كثيرًا من العنصر الآخر.

سلسلة الأكتنيدات Actinide Series عناصر الفئة f في الجدول الدوري من الدورة 7 التي تلي عنصر الأكتينيوم.

سلسلة اللانثانيدات Lanthanide Series عناصر الفئة f في الجدول الدوري من الدورة 6 التي تلي عنصر اللانثانيوم.

(ص)

الصيغة الأولية Empirical Formula الصيغة التي تبين أصغر نسبة مولات بين أعداد الذرات النسبية في المركب، وقد تمثل أو لا تمثل الصيغة الجزيئية (الفعلية) لهذا المركب.

الصيغة البنائية Structural Formula النموذج الجزيئي الذي يستخدم الرموز والروابط لتوضيح المواقع النسبية للذرات، ويمكن التنبؤ بالعديد من الصيغ البنائية للجزيئات بعد رسم تركيب لويس لها.

الصيغة الجزيئية Molecular Formula الصيغة التي تبين العدد الفعلي لكل عنصر في المركب.

(ط)

طاقة البلورة Lattice Energy الطاقة اللازمة لفصل 1mol من الأيونات من مركب أيوني، والتي تعتمد على مقدار حجم الأيون وشحنته.

طاقة التأين Ionization Energy الطاقة اللازمة لانتزاع أبعد إلكترون تكافؤ من ذرة عنصر في الحالة الغازية.

(ع)

عدد التأكسد Oxidation Number الشحنة الموجبة أو السالبة التي يحملها أيون أحادي الذرة.

عدد الكم الرئيس (n) Principal Quantum Number عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجوم النسبية وطاقات المستويات.

العدد الكمي Quantum Number العدد المخصص لوصف الإلكترون في مستويات الطاقة الرئيسة.

العناصر الانتقالية Transition Elements العناصر التي توجد في المجموعات من 12 – 3 من الجدول الدوري، وتقسم إلى فلزات انتقالية، وفلزات انتقالية داخلية.

العناصر الممثلة Representative Elements العناصر التي تنتمي إلى المجموعات 1و2 و 18 – 13 في الجدول الدوري الحديث، وتتمثل فيها بشكل واضح الخواص الكيميائية والفيزيائية.

(ف)

الفلزات Metals العناصر التي تكون في الحالة الصلبة في درجة حرارة الغرفة، وهي موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، وتكون بشكل عام لامعة وقابلة للطرق والسحب.

الفلزات الانتقالية Transition metals العناصر التي توجد في المجموعات 12 – 3، وتنتمي إلى الفئة d في الجدول الدوري، مع وجود بعض الاستثناءات التي تتعلق بامتلاء المستوى s من مستوى الطاقة n ، وامتلاء أو نصف امتلاء مستويات d من مستوى الطاقة n–1 .

الفلزات الانتقالية الداخلية Inner Transition Metals العناصر الانتقالية التي تنتمي إلى الفئة f في الجدول الدوري، وتتميز بأن مستويات 4f ، و5f تكون ممتلئة او ممتلئة جزئيًا.

الفلزات القلوية Alkali Metals عناصر المجموعة 1 ما عدا الهيدروجين، وهي عناصر نشطة كيميائيًا، وتوجد عادة متحدة مع عناصر أخرى على شكل مركبات.

الفلـزات القلويـة الأرضية Alkaline Earth Metals عناصر المجموعة 2 في الجـدول الدوري الحديث، وهي عناصر نشطة كيميائيًّا.

(ق)

قاعدة الثمانية Octet Rule تنص على أن الذرات تسعى إلى اكتساب الإلكترونات أو خسارتها أو المشاركة بها؛ لكي تكتسب التركيب الإلكتروني للغاز النبيل.

قاعـدة هونـد Hund's Rule تنص على أن تعبئة الإلكترونات في المسـتويات المتسـاوية الطاقة يتم بشـكل فردي قبل البدء بإضافة الإلكترون الثاني للمسـتوى نفسـه؛ إذ لا يمكن لإلكترونين لهما نفس اتجاه الحركة أن يشـغلا المسـتوى نفسه.

(ك)

الكاتيون Cation الأيون الذي يحمل شحنة موجبة.

الكهروسالبية Electronegativity خاصية تشـير إلى قدرة ذرات العناصر على جذب الإلكترونات عند تكوين الرابطة الكيميائية.

(ل)

اللافلـزات Nonmetals عناصـر تكـون عمومًا إما غـازات أو مواد صلبة معتمـة أو لامعة، وضعيفـة التوصيل للحرارة والكهرباء.

(م)

مبدأ أوفباو Aufbau Principle ينص على أن كل إلكترون يسعى لأن يكون في المستوى الأقل طاقة.

مبدأ باولي Pauli Exclusion Principle ينص على أن المسـتوى الفرعي لا يمكن أن يتسـع لأكثر من إلكترونين، على ان لا يكون لهما نفس اتجاه الحركة.

مبـدأ هايزنبرج للشك Heisenberg Uncertainty Principle ينص على أنه لا يمكن معرفة مكان الجسـيم وسـرعته في الوقت نفسه.

المجموعات Groups العناصر الموجودة في الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري مرتبة حسب تزايد أعدادها الذرية.

المركبات الأيونية Ionic Compounds المركبات التي تحتوي روابط أيونية.

مستوى الطاقة الرئيس Principal Energy Level أحد مستويات الطاقة الرئيسة في الذرة.

مستوى الطاقة الثانوي Energy Sublevel تكوِّن مستويات الطاقة الثانوية مستوى الطاقة الرئيس.

المستوى الفرعي Atomic Orbital منطقة ذات ثلاثة أبعاد، توجد حول نواة الذرة، وهي تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترونات.

(ن)

نمـوذج التنافـر بيـن أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR Model نموذج التنافر بين إلكترونـات التكافؤ والذي يعتمد على ترتيب الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية.

نمـوذج بحـر الإلكترونـات Electron Sea Model يقتـرح هذا النموذج تشـارُك جميع الـذرات في الفلز الصلـب بإلكترونات التكافؤ مكونة بحرًا من الإلكترونات، وهي يفسِّر الخواص الفلزية لهذه الذرات.

النموذج الكمي للذرة Quantum Model of the Atom النموذج الذي يتم فيه التعامل مع الإلكترونات على أنها موجات.

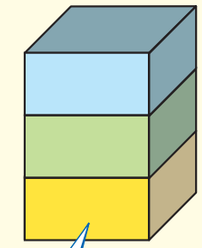
(هـ)

الهالوجينات Halogens عناصر نشطة كيميائيًّا توجد في المجموعة 17 في الجدول الدوري.

(و)

وحدة الصيغة الكيميائية Formula Unit أبسط نسبة يمكن أن تمثل الأيونات في المركب الأيوني.

الجدول الدوري للعناصر



يدل لون صندوق كل عنصر على كونه فلزًّا أو شبه فلز أو لافلز.

10	11	12	13	14	15	16	17	18
								Helium 2 He 4.003
			Boron 5 B 10.811	Carbon 6 C 12.011	Nitrogen 7 N 14.007	Oxygen 8 O 15.999	Fluorine 9 F 18.998	Neon 10 Ne 20.180
			Aluminum 13 Al 26.982	Silicon 14 Si 28.086	Phosphorus 15 P 30.974	Sulfur 16 S 32.065	Chlorine 17 Cl 35.453	Argon 18 Ar 39.948
Nickel 28 Ni 58.693	Copper 29 Cu 63.546	Zinc 30 Zn 65.409	Gallium 31 Ga 69.723	Germanium 32 Ge 72.64	Arsenic 33 As 74.922	Selenium 34 Se 78.96	Bromine 35 Br 79.904	Krypton 36 Kr 83.798
Palladium 46 Pd 106.42	Silver 47 Ag 107.868	Cadmium 48 Cd 112.411	Indium 49 In 114.818	Tin 50 Sn 118.710	Antimony 51 Sb 121.760	Tellurium 52 Te 127.60	Iodine 53 I 126.904	Xenon 54 Xe 131.293
Platinum 78 Pt 195.078	Gold 79 Au 196.967	Mercury 80 Hg 200.59	Thallium 81 Tl 204.383	Lead 82 Pb 207.2	Bismuth 83 Bi 208.980	Polonium 84 Po (209)	Astatine 85 At (210)	Radon 86 Rn (222)
Darmstadtium 110 Ds (281)	Unununium * 111 Uuu (272)	Ununbium * 112 Uub (285)		Ununquadium * 114 Uuq (289)		** 116		** 118

* أسماء رموز العناصر 111 إلى 114 مؤقتة، وسيتم اختيار أسماء نهائية لها عند التأكد من اكتشافها.

** كان يظن أن العنصرين 116و 118 قد تم تكوينهما، ولكن تم التراجع عن ذلك؛ لأنه لم يمكن إعادة التجارب المتعلقة بهما.

Europium 63 Eu 151.964	Gadolinium 64 Gd 157.25	Terbium 65 Tb 158.925	Dysprosium 66 Dy 162.500	Holmium 67 Ho 164.930	Erbium 68 Er 167.259	Thulium 69 Tm 168.934	Ytterbium 70 Yb 173.04	Lutetium 71 Lu 174.967
Americium 95 Am (243)	Curium 96 Cm (247)	Berkelium 97 Bk (247)	Californium 98 Cf (251)	Einsteinium 99 Es (252)	Fermium 100 Fm (257)	Mendelevium 101 Md (258)	Nobelium 102 No (259)	Lawrencium 103 Lr (262)

جداول مرجعية