KINGDOM OF BAHRAIN

Ministry of Education

مَمْلَكَةُ البَحْرَيْن

وَزَارَةُ التَّرْبِيَةِ وَالتَّعْلِيم

كيم 211

الكيمياء 2

للمرحلة الثانوية

2030 البحرين BAHRAIN

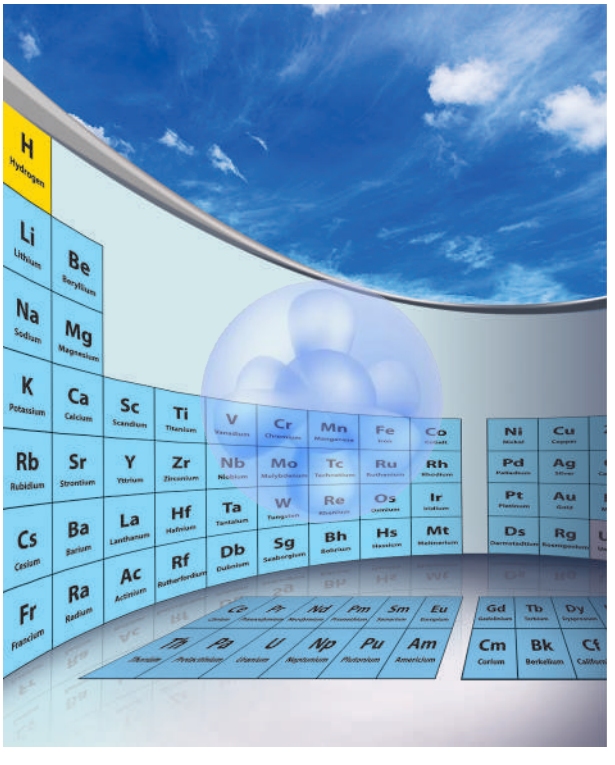
كيم 211

قررت وزارة التربية والتعليم بمملكة البحرين اعتماد هذا الكتاب لتدريس الكيمياء 2 بمدارسها الثانوية

إدارة سياسات وتطوير المناهج

الكيمياء 2

للمرحلة الثانوية



الطبعة الثالثة

1444 هـ - 2022 م

منهاجي

متعة التعليم الهادف

المراجعة والتّطوير لهذه الطبعة

فريق متخصّص من إدارة سياسات وتطوير المناهج بوزارة التّربية والتّعليم.

Education

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.

العبيكان Obeikan

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.

حضرة صاحب الجلالة الملك حمد بن عيسى آل خليفة

ملك مملكة البحرين المعظم

اَلْمُقَدِّمَةُ

بِسْمِ اللهِ الرَّحْمنِ الرَّحيمِ

يأتي اهتمام مملكة البحرين بتطوير مناهج التعليم وتحديثها في إطار الخطة العامة للمملكة، وسعيها إلى مواكبة التطورات العالمية على مختلف الصُّعُد.

ويأتي كتاب الكيمياء2 للمرحلة الثانوية في إطار مشروع تطوير مناهج الرياضيات والعلوم، الذي يهدف إلى إحداث تطور نوعي في تعليم وتعلم تلك المادتين، يكون للطالب فيها الدور الرئيس والمحوري في عمليتي التعليم والتعلم.

وقد جاءت هذه الطبعة من كتاب الكيمياء 2 في إطار التطوير المستمر لمنهج الكيمياء في المرحلة الثانوية في خمسة فصول، هي: الإلكترونات في الذرات، والجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر، والمركبات الأيونية والفلزات، والروابط التساهمية، والحساب الكيميائي والمول.

وقد جاء عرض محتوى الكتاب بأسلوب مشوق، وتنظيم تربوي فاعل، يعكس توجهات المنهج وفلسفته. وقد كتب بأسلوب يساعد الطالب على تنمية مهارات التحليل والتفسير والاستنتاج والتعبير، وذلك من خلال اهتمامه بالجانب التجريبي. كذلك اشتمل المحتوى على أنشطة متنوعة المستوى، تتسم بإمكانية تنفيذ الطلبة لها، وتراعي في الوقت نفسه مبدأ الفروق الفردية بينهم، بالإضافة إلى تضمينه صورًا وأشكالًا ورسومًا توضيحية معبرة تعكس طبيعة المحتوى، مع الحرص على مبدأ التقويم التكويني في فصول الكتاب ودروسه المختلفة.

كما أكدت فلسفة الكتاب أهمية إكساب الطالب المنهجية العلمية في التفكير والعمل، وتزويده بمهارات عقلية وعملية ضرورية، منها: الأنشطة الاستهلالية، والتجارب العلمية الأخرى، والإثراء العلمي، تهم قضايا عدة مثل قضايا البيئة المحلية والعالمية والتنمية المستدامة والذكاء الإصطناعي والنانوتكنولوجيا بالإضافة إلى حرصها على ربط المعرفة مع واقع حياة الطالب، من خلال ربطها مع الرياضيات، وفروع العلم الأخرى، والتقنية والمجتمع.

واللهَ نسأل أن يحقق الكتاب الأهداف المرجوة منه، وأن يوفق الجميع لما فيه خير الوطن وتقدمه وازدهاره.

قائمة المحتويات

الفصل 1

الإلكترونات في الذرات 8

1-1 نظرية الكم والذرة 10

1-2 التوزيع الإلكتروني 20

الكيمياء والصحة: ملاقط الليزر 27

الفصل 2

الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر 34

2-1 تصنيف العناصر 36

2-2 تدرج خواص العناصر 47

الكيمياء والصحة: عناصر جسم الإنسان 55

الفصل 3

المركبات الأيونية والفلزات 64

3-1 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 66

3-2 الروابط الفلزية وخواص الفلزات 78

الكيمياء في الحياة اليومية : الموضة القاتلة 82

الفصل 4

الروابط التساهمية 90

4-1 الرابطة التساهمية 92

4-2 التراكيب الجزيئية 101

4-3 أشكال الجزيئات 110

4-4 الكهروسالبية والقطبية 114

كيف تعمل الأشياء؟ الأقدام اللاصقة 120

الفصل 5

الحساب الكيميائي والمول 130

5-1 مولات المركبات 132

5-2 الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية 140

5-3 حسابات المعادلات الكيميائية 152

الكيمياء والصحة: محاربة السلالات المقاومة 164

دليل العناصر الكيميائية 176

المصطلحات 195

الجدول الدوري للعناصر 204

الفصل 1 الإلكترونات في الذرات Electrons in Atoms

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسة هناك علاقة بين طيف الانبعاث الذري ومستويات الطاقة في الذرة والأفلاك الذرية.

1-2 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة يُحدَّد التوزيع الإلكتروني في الذرة من خلال ثلاث قواعد.

حقائق كيميائية

- يستخدم العلماء طيف الامتصاص النجمي لتعرُّف العناصر التي تتركب منها النجوم وتصنيفها ضمن أحد أنواع الطيف العديدة.
- ترتبط خواص طيف الامتصاص النجمي مع درجة حرارة سطحه.
- كشف الطيف النجمي أن النجوم تتكون من العناصر الموجودة على الأرض نفسها.
- هناك 600 خط معتم تقريبًا في طيف الامتصاص الشمسي.

نشاط استهلالي

كيف تعرف ما بداخل الذرة؟

تصوّر أنه أُهدي إليك هديّة مغلّفة بمناسبة نجاحك، وهي تختلف عن سائر الهدايا الأخرى، وأنك لا تستطيع فتحها، ولكنك تستطيع أن تخمن ما بداخلها.

كذلك كان للكيميائيين الأوائل تجربة مماثلة في تحديد تركيب الذرة.

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج إجراءات السلامة في المختبر.
2. احصل على صندوق مغلف من المعلم.
3. حاول أن تعرف ما بداخل الصندوق باستخدام أكبر عدد من طرائق الملاحظة، دون إزالة غلاف الصندوق أو فتحه.
4. سجل ملاحظاتك خلال عملية الاستكشاف هذه.

تحليل النتائج

1. **صف** كيف تمكنت من تحديد صفات الجسم الموجود داخل الصندوق ومنها حجمه وشكله ومكوناته.
2. **حدّد** الحواس التي استخدمتها في ملاحظاتك.
3. **ناقش** لماذا يصعب تحديد نوع الجسم الموجود داخل الصندوق دون فتحه.

استقصاء بعد قراءتك لهذا الفصل، صمّم استقصاءً آخرَ يوضح الصعوبات المرتبطة بدراسة مكونات الذرة.

بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن يكون قادرًا على:

- توضيح المفاهيم والمبادئ والنظريات (نموذج بور والنموذج الكمي للذرة ومستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك الذرية) والربط بينها.
- تطبيق المفاهيم المتعلقة بنموذج بور والنموذج الكمي للذرة والمقارنة بينهما.
- توضيح وتطبيق المفاهيم المتعلقة بإلكترونات التكافؤ والتمثيل النقطي والمبادئ والنظريات المتعلقة بمبدأ باولي ومبدأ أوفباو وقاعدة هوند لكتابة التوزيع الإلكتروني).
- حل المشكلات المتعلقة بتوزيع الإلكترونات في الذرات باستخدام طريقة رسم المربعات، وطريقة الترميز الإلكتروني، وطريقة ترميز الغاز النبيل.
- تفسير البيانات المستقاة من الاستقصاءات باستخدام الحسابات والرسومات والنماذج وتكنولوجيا الحاسوب.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.moe.gov.bh

1–1

تساؤلات جوهرية

- **كيف** تقارن بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة؟
- **ماهو** تأثير كلٍّ من ثنائية الطبيعة الموجية – الجسيمية لِدِي برولي ومبدأ الشك لهايزنبرج في النظرة الحالية للإلكترونات في الذرة ؟
- **ماهي** العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والمستويات الفرعية والأفلاك الذرية 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 الكمي للذرة

الفلك الذري

عدد الكم الرئيسي

مستوى الطاقة الرئيسي

مستوى الطاقة الفرعي

نظرية الكم والذرة

Quantum Theory and the Atom

الفكرة الرئيسة **توجد علاقة بين طيف الانبعاث الذري ومستويات الطاقة في الذرة والأفلاك الذرية.**

الربط مع الحياة تصور أنك ترتقي سلمًا، وتحاول الوقوف بين الدرجات، فإذا لم تكن قادرًا على الوقوف في الهواء فلن تنجح محاولتك.عندما تكون الذرات في مستويات الطاقة المختلفة تتصرف الإلكترونات بالطريقة نفسها التي يتصرف بها شخص يرتقي درجات السلم.

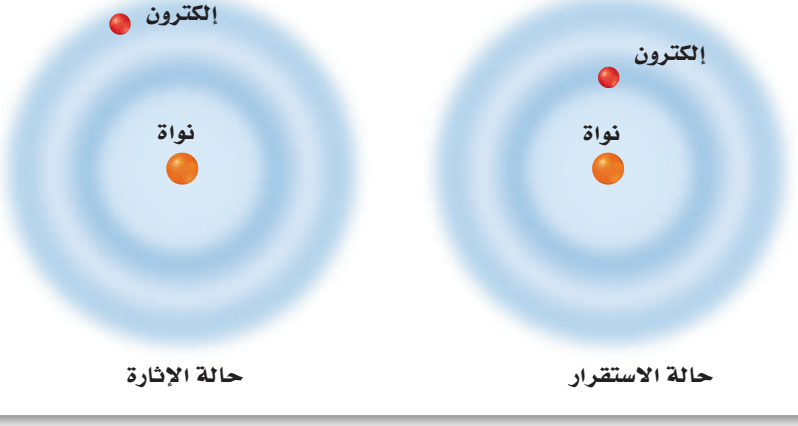
نموذج بور للذرة Bohr's Model of the Atom

مستويات الطاقة للهيدروجين اقترح بور Bohr أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة فقط مسموح بها. وتُسمى الحالة الأقل طاقة والمسموح بها للذرة **حالة الاستقرار**. وعندما تكتسب الذرة طاقة يقال إنها في حالة الإثارة.

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 طاقة الذرة أو قلّ مستوى الطاقة. وبالعكس، 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 1–1a** يوضح أفكار بور.

خصص بور لإجراء حساباته عدد n لكل مدار، وأطلق عليه اسم **العدد الكمي**. 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، كما استعمل بور معادلة تربط بين الطاقة

الشكل 1–1a يوضح ذرة تحتوي على إلكترون واحداً ويوجد 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)	مستوى الطاقة الذري المقابل	الطاقة النسبية
الأول	n= 1	0.0529	1	E_1
الثاني	n=2	0.212	2	$E_2 = 4E_1$
الثالث	n =3	0.476	3	$E_3 = 9E_1$
الرابع	n =4	0.846	4	$E_4 = 16E_1$
الخامس	n = 5	1.32	5	$E_5 = 25E_1$

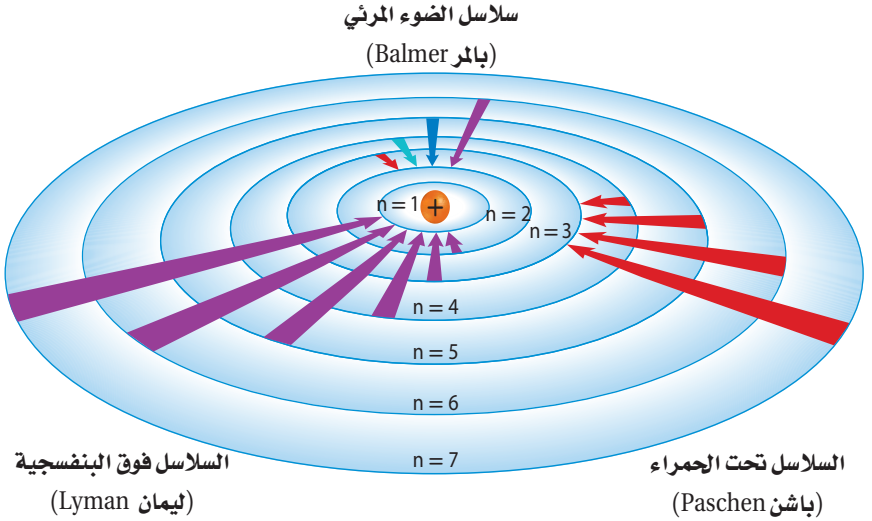
النسبية لذرة الهيدروجين والأفلاك وهي: $E_n=n^2E_1$، ويلخص **الجدول 1-1** المعلومات الخاصة بوصف بور للمدارات المسموح بها ومستويات الطاقة. معادلة "بور" للطاقة النسبية لذرة الهيدروجين ($E_n=n^2\times E_1$) أثبتتها لاحقا حسابات كمّيّة، ولا تمثل طاقة إلكترون ذرة الهيدروجين في مستوى n التي تساوي ($E_n=\frac{E_1}{n^2}$).

يمكنك مقارنة مستويات الطاقة الذرية للهيدروجين أو لأي جسيم آخر بدرجات السلم. حيث يمكن للشخص أن يصعد أو يهبط من درجة إلى أخرى. **الشكل 1-1-b** 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.

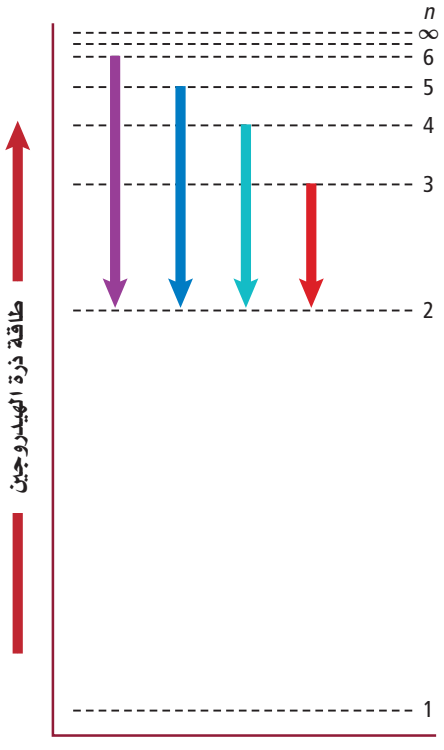
طيف الهيدروجين الخطي اقترح بور أن ذرة الهيدروجين تكون في الحالة المستقرة، والمسماة أيضًا مستوى الطاقة الأول، عندما يكون الإلكترون الوحيد في مستوى الطاقة n=1. ولا تشع الذرة طاقة عند هذه الحالة. وعندما تضاف طاقة من مصدر خارجي ينتقل الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى مثل مستوى الطاقة n=2 الموضح في **الشكل 2-1**. ومثل هذا الانتقال للإلكترون يجعل الذرة في حالة الإثارة. وعندما تكون الذرة في حالة الإثارة 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.

الشكل 1-1-b

مستويات الطاقة لأي جسيم في المستوى المجهري مشابهة لدرجات السلم.



الشكل 2-1 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 $n_1 = 1$ و$n_2 = 2$ و$n_3 = 3$ على الترتيب.



الشكل 3-1 تمثل 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.

لمزيد من الشرح، اطلع على فقرة "الربط مع ميكانيكا الكم" في الصفحة 19.

استخدم التكنولوجيا

ابحث عن الفرق بين الطاقات النسبية لذرة الهيدروجين معزولة وطاقة إلكترون ذرة الهيدروجين في مختلف المدارات المسموح بها.

يوضح **الشكل 3-1** 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 سلوك الإلكترون في الذرة ألوانًا مختلفة للضوء؟

حدود نموذج بور فسّر نموذج بور خطوط 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، إلا أن هناك أدلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

النموذج الكمي للذرة

The Quantum Mechanical Model of the Atom

اقتنع العلماء في منتصف 1920's 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 لويس دي برولي deBrooglie (1892 – 1987 م) – فكرة أدت إلى تفسير مستويات الطاقة الثابتة في نموذج بور.

الإلكترونات موجات اعتقد دي برولي أن للجسيمات المتحركة خواص موجية. وقد عرف دي برولي أنه إذا كان للإلكترون حركة موجية وكان مقيدًا 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
h ثابت بلانك
m تمثل كتلة الجسيمات
v تمثل السرعة

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

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

أوضح هايزنبرج أنه من المستحيل أن تأخذ أي قياسات لجسم ما دون التأثير فيه. 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 انعكاس الفوتونات 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 التفاعل بين الجسمين يغير كلًّا من الطول الموجي للفوتون وموقع الإلكترون

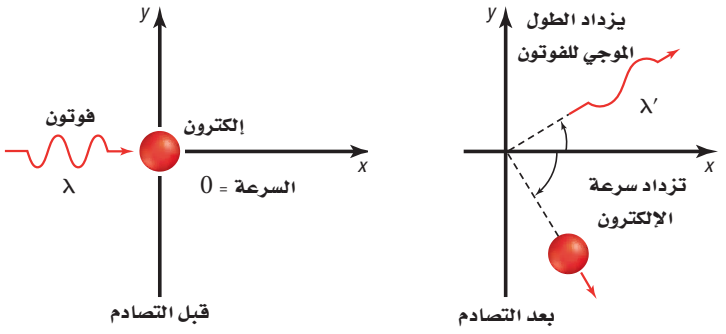
المرأة والعلم

خصصت الأمم المتحدة يومًا دوليًّا للمرأة والفتاة في ميادين العلوم المختلفة وحدّدت 11 فبراير من كل عام للاحتفال به. وتعتبر مملكة البحرين من أكثر الدول حرصًا على تشجيع الفتاة للالتحاق بمجالات ذات صلة بالعلوم والتكنولوجيا والهندسة والرياضيات. وتعمل المملكة على رفع نسبة الباحثات في العلوم والتكنولوجيا في التعليم العالي من مجموع خريجات المرحلة الثانوية. عالميًا هذه النسبة لا تتعدى 30٪.

في الصورة أحد مختبرات العلوم بالمدارس الثانوية بمملكة البحرين

الشكل 4-1 عندما يتفاعل فوتون مع إلكترون في وضع السكون تتغير كل من سرعة الإلكترون ومكانه. وهذا ما اعتمد عليه مبدأ هايزنبرج للشك. فمن المستحيل أن نعرف مكان الجسيم وسرعته في الوقت نفسه.

فسر لماذا تتغير طاقة الفوتون؟



وسرعته، كما في **الشكل 4-1**. وبعبارة أخرى، ينتج عن القيام بتحديد موقع الإلكترون عدم تأكد كبير، وغير قابل للتفادي، في مكان الإلكترون وحركته. لقد أدى تحليل هايزنبرج لمثل تلك التفاعلات بين الفوتونات والإلكترونات إلى استنتاجه التاريخي، وهو **"مبدأ هايزنبرج للشك"** الذي ينص على أنه من المستحيل معرفة سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.

وعلى الرغم من أن العلماء قد وجدوا مبدأ هايزنبرج في تلك الحقبة صعب القبول، إلا أنه أثبت أنه يصف الشروط الرئيسية لما يمكن ملاحظته؛ فتأثير تفاعل الفوتون والجسم الكبير – مثل البالون المليء بالهيليوم – في البالون قليل، بحيث إن الشك في موقعه أصغر من أن يقاس. ولكن هذه ليست

مختبر حل المشكلات

تفسير الرسوم العلمية

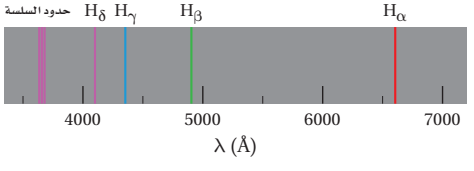
ما تنقلات الإلكترون التي تفسر سلسلة بالمر؟ يتكون طيف انبعاث الهيدروجين من ثلاث سلاسل من الخطوط. فبعض الأطوال الموجية فوق بنفسجية (سلسلة ليمان)، وبعضها الآخر تحت حمراء (سلسلة باشن)، وتشكل الأطوال الموجية المرئية سلسلة بالمر. يعزو نموذج بور الذري هذه الخطوط الطيفية إلى انتقال إلكترون من مستويات الطاقة 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 الكبرى إلى المستوى n=2، وهذا يعني أن $n_f = 2$.



التفكير الناقد

1. **احسب** الطول الموجي لانتقال الإلكترون بين المدارات:

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

2. **اربط** بين الطول الموجي في سلسلة بالمر، والتي حسبتها في السؤال1، 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 $E = h\,c\,/\,\lambda$ لتحديد طاقة الكم لكل انتقال في السؤال 1.

الحالة مع إلكترون يتحرك بسرعة 6×10^6 m /s قرب النواة. فعدم التحديد في مكان الإلكترون هو على الأقل 10^{-9}m، أيْ يساوي 10 أضعاف قطر الذرة بكاملها تقريبًا. 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.

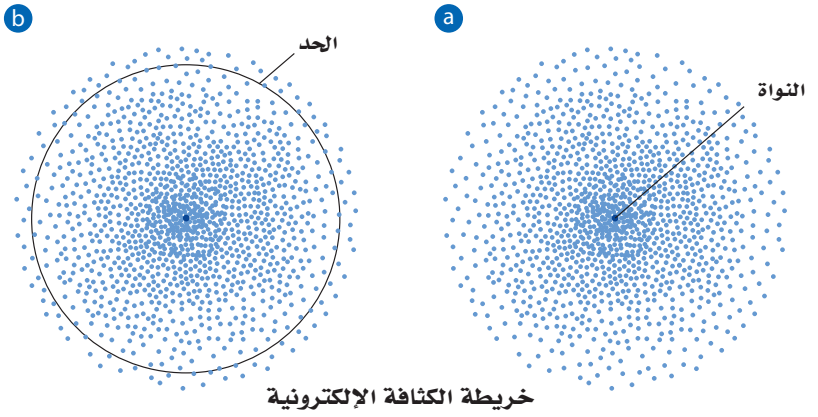
ماذا قرأت؟ **وضح** مبدأ هايزنبرج للشك.

معادلة شرودنجر الموجية في عام 1926م تابع الفيزيائي النمساوي شرودنجر (1887–1961م) Schrodinger 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 للذرة أو **النموذج الكمي للذرة**. وكما هو الحال في نموذج بور، يحدد النموذج 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.

كل حل لمعادلة شرودنجر يُسمى دالة الموجة، وهي ترتبط مع احتمالية وجود الإلكترون ضمن حجم معين من الفراغ حول النواة. تذكّر من خلال دراستك للرياضيات أن حادثة ما ذات احتمالية عالية تكون أكثر قابلية للحدوث من الحادثة ذات الاحتمالية المنخفضة.

موقع الإلكترون المحتمل تتنبأ دالة الموجة بمنطقة ثلاثية الأبعاد للإلكترون حول النواة، تُسمى **الفلك الذري**، وهو يصف الموقع المحتمل لوجود إلكترون. يشبه الفلك الذري سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الإلكترون عند تلك النقطة. ويوضح **الشكل 5a–1** خريطة الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية) التي تصف الإلكترون في مستوى الطاقة الأدنى. تُعد خريطة الكثافة الإلكترونية أنها صورة لحظية لحركة الإلكترون حول النواة، حيث تمثل كل نقطة فيها موقع الإلكترون عند لحظة معينة



خريطة الكثافة الإلكترونية
(السحابة الإلكترونية)

الشكل 5-1 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 جدًّا.

b. هناك احتمال نسبته 90% لوجود الإلكترون ضمن المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة. وأحيانًا يتم اعتبار هذه الحدود تمثيلًا لحدود الذرة. وفي هذا الرسم تمثل الدائرة مسقطًا ثلاثي الأبعاد لكرة تحتوي على الإلكترونات.

من الوقت. وتمثل الكثافة العالية للنقاط قرب النواة الاحتمالية العليا لوجود الإلكترون في هذا الموقع . إلا أنه – بسبب عدم وجود حدود معرّفة للسحابة – من الممكن أيضًا أن يوجد الإلكترون على مسافة أبعد من النواة.

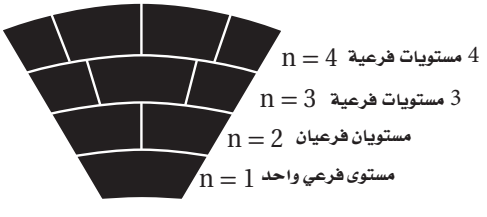
ماذا قرأت؟ **صف** أين توجد الإلكترونات في ذرة ما؟

الأفلاك الذرية للهيدروجين Hydrogen's Atomic Orbitals

لأن حدود الفلك الذري غير واضحة فليس للفلك حجم ثابت ودقيق. وللتغلب على عدم التحديد المتأصل في موقع الإلكترون يرسم الكيميائيون سطحًا للفلك 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 5b–1** تمثل 90% من فلك الهيدروجين الأقل طاقة.

عدد الكم الرئيسي تذكر أن نموذج بور قد عيّن أعداد كم لمدارات الإلكترون. وعيّن النموذج الكمي بصورة مشابهة أربعة أعداد كم للأفلاك الذرية. يعد العدد الأول هو **عدد الكم الرئيسي** (n)، ويعبر عن الحجم النسبي وطاقة الأفلاك الذرية؛ إذ كلما ازدادت قيمة n زاد حجم الفلك، لذا يحتاج الإلكترون إلى وقت أكبر بعيدًا عن النواة، فتزداد طاقة الذرة. لذا تحدد n مستويات الطاقة الرئيسية للذرة، ويُسمى كل مستوى **بمستوى الطاقة الرئيسي**. وقد أُعطي مستوى الطاقة الأدنى للذرة عدد الكم الرئيسي = 1. وعندما يحتل إلكترون واحد من ذرة الهيدروجين فلكًا برقم n=1 تكون الذرة في الحالة المستقرة. وقد تم تحديد 7 مستويات طاقة لذرة الهيدروجين، مما يعطي n أعدادًا من القيم تتراوح بين 1 و 7.

الشكل 6-1 يمكن التفكير في مستويات الطاقة كصفوف المقاعد في مسرح؛ إذ تحتوي الصفوف العليا الأبعد عن خشبة المسرح على مقاعد أكثر. وبشكل مماثل، تحتوي مستويات الطاقة المرتبطة مع الأفلاك الأبعد عن النواة على مستويات فرعية أكثر للطاقة.



مستويات الطاقة الفرعية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية على **مستويات فرعية**. ويتألف مستوى الطاقة الرئيسي 1 من مستوى فرعي واحد، ومستوى الطاقة الرئيسي 2 من مستويين فرعيين للطاقة، ومستوى الطاقة الرئيسي 3 من ثلاثة مستويات فرعية، وهكذا. ولمعرفة العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والمستويات الفرعية بطريقة أفضل، تصور المقاعد في جزءٍ إسفيني الشكل من مسرح، كما في **الشكل 6–1**. فكلما ابتعدت عن خشبة المسرح تصبح الصفوف أعلى، وتحتوي على مقاعد أكثر. وكذلك يتزايد عدد المستويات الفرعية للطاقة في مستواها الرئيسي عندما تزداد قيمة n.

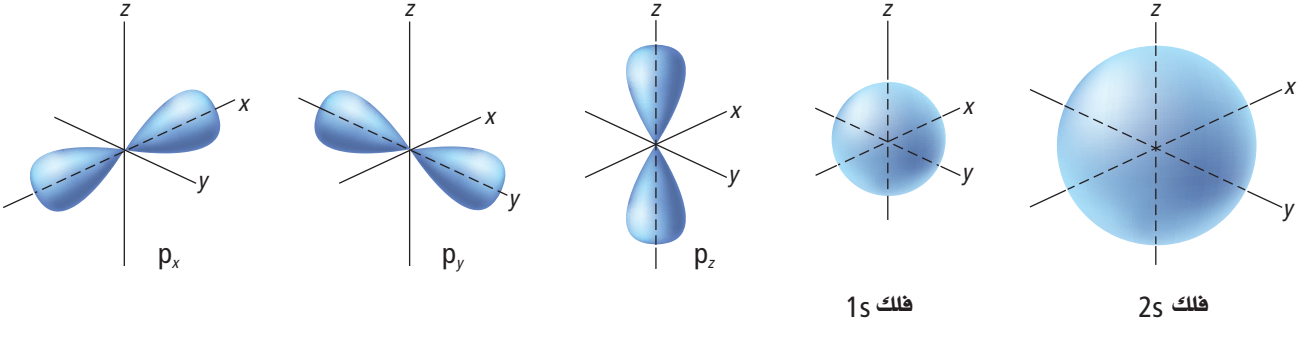
ماذا قرأت؟ وضح العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والمستويات الفرعية.

أشكال الأفلاك تسمى المستويات الفرعية s، p، d، f حسب أشكال أفلاك الذرة. فأفلاك s جميعها كروية الشكل، والأفلاك p جميعها تتكون من فصين، أما أفلاك d و f فليس لها الشكل نفسه. ويحتوي كل فلك على إلكترونين كحد أعلى. ويكون شكل المستوى الفرعي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيسي الأول كرويًّا ويُسمى فلك 1s. ويطلق على المستويين الفرعيين في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني، 2s و 2p. والفلك 2s كروي الشكل مثل الفلك 1s ولكنه أكبر حجمًا، كما في **الشكل 7a–1**.

ويُمثّل المستوى الفرعي 2p بثلاثة أفلاك يتكون كل منها من فصين، تُسمى: $2p_x$ و$2p_y$ و$2p_z$. وتعبِّر الأحرف x و y و z عن اتجاهات المستويات الفرعية p على المحاور x، و y، و z، كما في **الشكل 7b–1**.

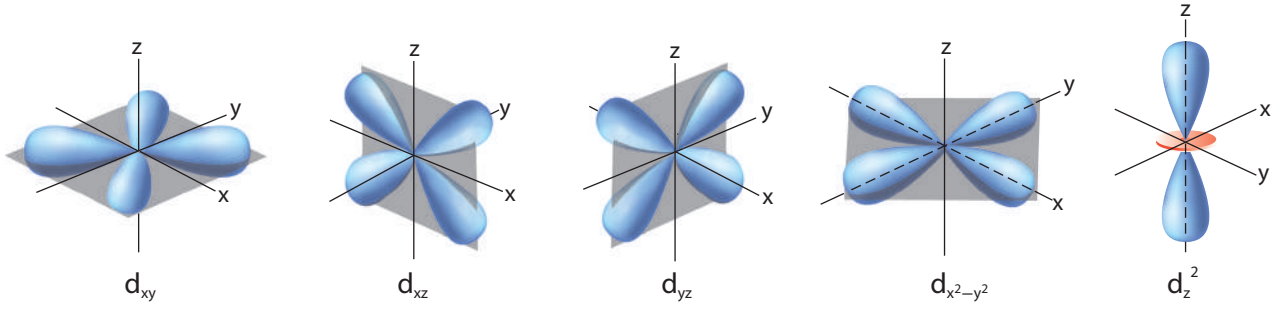
ماذا قرأت؟ صف أشكال الفلكين s و p.

الشكل 7-1 يحتوي كل مستوى فرعي على أفلاك بأشكال مختلفة. أنت مطالب بمعرفة ورسم الأفلاك s و p فقط.



a. أفلاك s جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس.

b. لأفلاك p الثلاثة أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x،y،z.



c. أربعة من أفلاك d لها الشكل نفسه، ولكنها تقع في اتجاهات مختلفة، أما فلك d_z^2 فله شكله الفريد.

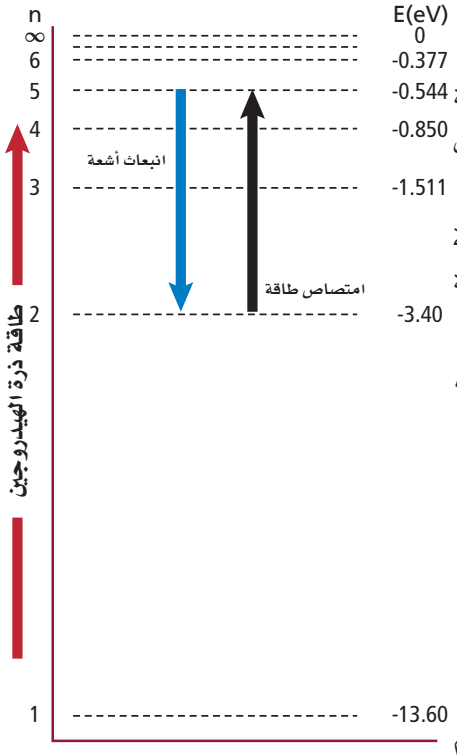
الجدول 2-1	مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين		
عدد الكم الرئيسي (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك في المستويات الفرعية	مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي (n^2)
1	s	1	1
2	s p	1 3	4
3	s p d	1 3 5	9
4	s p d f	1 3 5 7	16

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

يلخص **الجدول 2-1** مستويات الطاقة الرئيسية الأربعة للهيدروجين، والمستويات الفرعية والأفلاك الذرية المرتبطة معها. لاحظ أن عدد الأفلاك في كل مستوى فرعي دائمًا عدد فردي، وأن أكبر عدد للأفلاك في كل مستوى طاقة رئيسي يساوي n^2.

ويمكن أن يشغل إلكترون ذرة الهيدروجين في أي وقت فلَكًا واحدًا فقط. وتستطيع أن تعتبر الأفلاك الأخرى مساحات شاغرة، أيْ متوافرة، يمكن أن يشغلها الإلكترون إذا زادت طاقة الذرة أو انخفضت. فعلى سبيل المثال، عندما تكون ذرة الهيدروجين في الحالة المستقرة يحتل الإلكترون فلك 1s، فإذا اكتسبت الذرة كمية من الطاقة انتقل الإلكترون إلى أحد الأفلاك الشاغرة. ويمكن للإلكترون اعتمادًا على كمية الطاقة المكتسبة أن ينتقل إلى فلك 2s، أو إلى أحد الأفلاك الثلاثة 2p، أو إلى أي فلك شاغر آخر.

الربط مع ميكانيكا الكم



لكل مستوى طاقة رئيسي n كمية من الطاقة محددة. والإشارة السالبة لقيم طاقة مستويات ذرة الهيدروجين، تعني أنّ الإلكترون مرتبط بالنواة وغير معزول عنها. وتصبح طاقته موجبة عندما يكون بعيدا جدّا عنها (∞)، حيث يتحرر تماما من جذب النواة.

إذا كان لديك نظام يتحوّل من حالة ابتدائية (A) إلى حالة نهائية (B)، وأردتَ أن تحسب الفرق في الطاقة ΔE أو الفرق في الكتلة Δm أو الفرق في الزمن Δt....إلخ، فإنّ هذا الفرق يساوي: (القيمة النهائية − القيمة الابتدائية).

مثلا بالنسبة للإلكترون، وعند رجوعه من المستوى الرئيسي الخامس إلى المستوى الرئيسي الثاني، يكون فرق الطاقة: $\Delta E = E_{final} - E_{initial} = E_2 - E_5 = -3.40 - (-0.544) = -2.856\ eV$

والقيمة السالبة تعني فقط أنّ الإلكترون فقَدَ طاقة (هنا في شكل أشعة).

طاقة هذه الأشعة (E_{photon}) تساوي القيمة الموجبة (2.856 eV)، ويتمّ حسابها كالآتي:

$$E_{photon} = E_{higher} - E_{lower}$$

وعند الانتقال من المستوى الرئيسي الثاني إلى المستوى الرئيسي الخامس، يكون فرق الطاقة:

$$\Delta E = E_{final} - E_{initial} = E_5 - E_2 = -0.544 - (-3.40) = +2.856\ eV$$

يعني أنّ الإلكترون يمتصّ طاقة قيمتها 2.856eV بالضبط كي ينتقل إلى المستوى الخامس، وإلّا قد يتمّ الانتقال إلى مستوى مختلف أو لن يتمّ أصلا.

تقويم الدرس 1-1

الخلاصة

- يفسر 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 وسرعته وثابت بلانك.
- يفترض النموذج الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص الموجات.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد في الفراغ تُسمى الأفلاك الذرية.

1. **الفكرة الرئيسة** فسّر، لماذا يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء، حسب نموذج بور الذري؟
2. **عدّد** المستويات الفرعية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية الأربعة لذرة الهيدروجين.
3. **حدّد** الأفلاك الذرية في كل مستوى فرعي s، وفي كل مستوى فرعي p لمستويات الطاقة الرئيسية الأربعة لذرة الهيدروجين.
4. **فسر** لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير محدد باستخدام مبدأ هايزنبرج للشك؟ وكيف يُعرف موقع الإلكترونات في الذرات؟
5. **احسب** مستعينًا بالمعلومات في **الجدول 1-1**، كم مرة يساوي نصفُ قطر مدار ذرة الهيدروجين السابع بالنسبة إلى نصف قطر مدارها الأول، بحسب نظرية بور؟
6. **قارن** بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة.

تساؤلات جوهرية

- **كيف** تطبق مبدأ باولي ومبدأ أوفباو وقاعدة هوند لكتابة التوزيع الإلكتروني باستخدام طريقة رسم المربعات، وطريقة الترميز الإلكتروني، وطريقة ترميز الغاز النبيل؟
- **كيف** تحدد إلكترونات التكافؤ، وترسم التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ في الذرة؟

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

التوزيع الإلكتروني

مبدأ أوفباو

مبدأ باولي

قاعدة هوند

إلكترونات التكافؤ

التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

التوزيع الإلكتروني

Electron Configuration

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

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

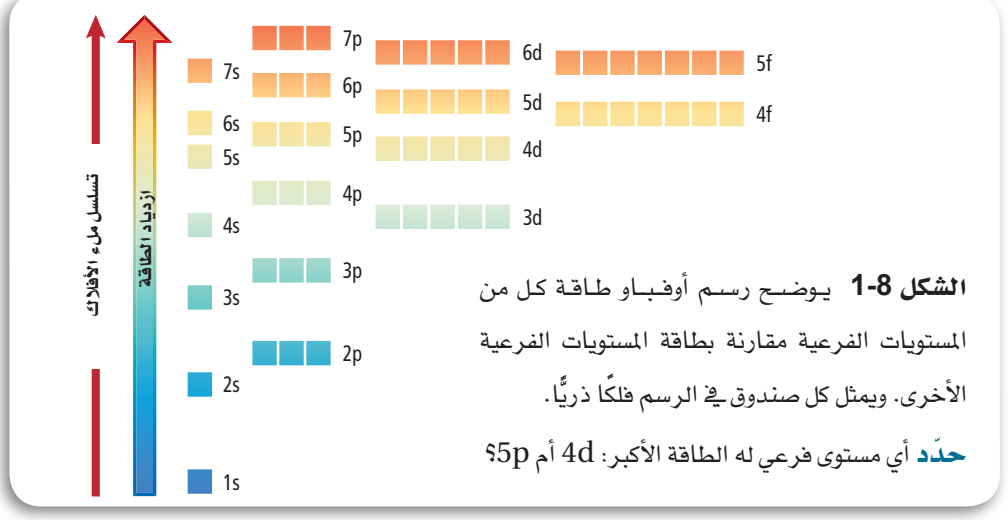
التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة

Ground –State Electron Configuration

عندما تفكر أن ذرات العناصر الثقيلة تحتوي على أكثر من 100 إلكترون تصبح فكرة ترتيب الإلكترونات في الذرة مع هذا العدد الكبير منها أمرًا صعبًا. ولحسن الحظ يمكن وصف الذرات جميعها بأفلاك مشابهة لأفلاك الهيدروجين. ومن شأن ذلك السماح لنا بترتيب الإلكترونات في الذرة باستخدام قواعد قليلة محددة.

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

مبدأ أوفباو ينص **مبدأ أوفباو** على أن كل إلكترون يشغل الفلك الأقل طاقة المتوافر. لذا تكون خطواتك الأولى في تحديد التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة هي معرفة ترتيب الأفلاك الذرية من الطاقة الأقل إلى الطاقة الأعلى. ويعرف هذا التسلسل برسم أوفباو، وهو موضح في **الشكل 8–1**، حيث يمثل كل صندوق في الشكل فلكًا ذريًّا.



الشكل 8-1 يوضح رسم أوفباو طاقة كل من المستويات الفرعية مقارنة بطاقة المستويات الفرعية الأخرى. ويمثل كل صندوق في الرسم فلكًا ذريًّا.

حدّد أي مستوى فرعي له الطاقة الأكبر: 4d أم 5p؟

الجدول 3-1 خواص رسم أوفباو

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

الجدول 3-1 يلخص عدة خواص لرسم أوفباو. وعلى الرغم من أن مبدأ أوفباو يصف التسلسل الذي تمتلئ فيه الأفلاك بالإلكترونات، فمن المهمّ أن نعرف أنّ الذرات لا يتمّ بناؤها إلكترونا إلكترونا.

مبدأ باولي يمكن تمثيل الإلكترونات في الأفلاك باستخدام الأسهم في المربعات. ولكل إلكترون اتجاه دوران مرتبط به، مشابه للطريقة التي يدور بها المخروط الدوّار على رأسه. وكما هو الحال في الدوّارة يستطيع الإلكترون الدوران في أحد اتجاهين، حيث يمثل السهم المتجه إلى أعلى ↑ دوران الإلكترون في اتجاه معين، ويمثل السهم المتجه إلى أسفل ↓ دوران الإلكترون في الاتجاه المعاكس. ويمثل المربع الفارغ □ فلكًا شاغرًا، كما يمثل المربع الذي يحتوي على سهم واحد يتجه إلى أعلى ↑ فلكًا بإلكترون واحد، ويمثل المربع الذي يحتوي على سهمين أحدهما يتجه إلى أعلى والآخر إلى أسفل ↑↓ فلكًا ممتلئًا.

وينص **مبدأ باولي** على أن عدد إلكترونات الفلك الذري الواحد لا يزيد على إلكترونين فقط إذا كان الإلكترونان يدوران في اتجاهين متعاكسين. واقترح الفيزيائي النمساوي باولي Pauli (1900 –1958 م) هذا المبدأ بعد ملاحظة الذرات في حالات الإثارة. ويُمثَّل الفلك الذري الذي يحتوي على زوج من الإلكترونات ذات الدوران المتعاكس بـ ↑↓ . ولأن كل فلك لا يستطيع احتواء أكثر من إلكترونين، لذا يكون الحد الأعلى للإلكترونات المرتبطة مع كل مستوى طاقة رئيسي مساويًا $2n^2$، كما هو مبين في الهامش.

قاعدة هوند إن حقيقة تنافر الإلكترونات المشحونة بشحنة سالبة لها تأثير كبير في توزيع الإلكترونات في أفلاك متساوية الطاقة. وتنص **قاعدة هوند Hund's** على أن الإلكترونات المفردة المتشابهة في اتجاه الدوران يجب أن تشغل الأفلاك المتساوية الطاقة قبل أن تشغل الإلكترونات الإضافية في اتجاه دوران معاكس الأفلاك نفسها. تملأ أفلاك 2p الثلاثة بإلكترونات مفردة، ثم تحدث عملية الازدواج. ويوضح الشكل الآتي تسلسل دخول الإلكترونات في أفلاك 2p.

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

ماذا قرأت؟ اذكر نص المبادئ الثلاثة التي تحكم كيفية ترتيب الإلكترونات في الذرات.

المفردات

أصل الكلمة

"**أوفباو Aufbau**" من الكلمة الألمانية aufbauen، والتي تعني يبني أو يرتب.

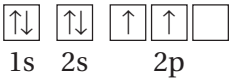
ملاحظة باعتبار حسابات قيم الطاقة وعلاقتها بحالات الاستقرار، فإنّ مستويات الطاقة الرئيسية (5-6-7) لا يمكن أن تمتلأ تماما بالإلكترونات عكس المستويات (1-2-3-4). مثلا- عند تطبيق القاعدة $2n^2$ على المستوى الخامس(n=5)، فإنّ الحدّ الأقصى للإلكترونات سيكون خمسين (50) إلكترونا وهو رقم نظري فقط يختلف عن العدد الأقصى الحقيقي للإلكترونات التي تحتل هذا المستوى.

عدد الكم الرئيسي (n)	مجموع عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي (n^2)
1	2
2	8
3	18
4	32

التوزيع الإلكتروني Electron Arrangement

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

رسم مربعات الأفلاك يمكن التعبير عن الإلكترونات في الأفلاك بأسهم في المربعات. إذ يُعَنوَن كل مربع بعدد الكم الرئيس والمستوى الفرعي للفلك. فعلى سبيل المثال، رسم أفلاك ذرة الكربون في الحالة المستقرة التي تحتوي على إلكترونين في فلك 1s؛ وإلكترونين في فلك 2s، وإلكترون واحد في فلكين من أفلاك 2p الثلاثة، كما هو موضح:



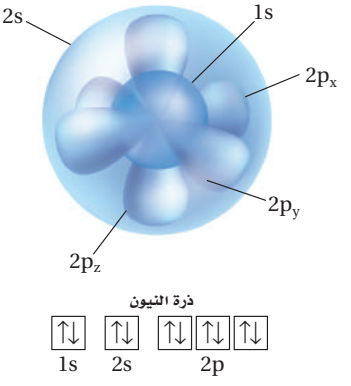
الترميز الإلكتروني يعبر الترميز الإلكتروني عن مستوى الطاقة الرئيسي والمستويات الفرعية المرتبطة مع كل فلك في الذرة، ويتضمن أسًّا يمثل عدد الإلكترونات في الفلك. فيكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون في الحالة المستقرة على الصورة $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$.

ويوضح **الشكل 9-1** كيفية تداخل أفلاك $1s\ 2s\ 2p_x\ 2p_y\ 2p_z$ لذرة النيون.

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

الشكل 9-1 تداخل أفلاك $1s$ ، $2s$، $2p$ لذرة النيون.

حدد كم إلكترونًا في ذرة النيون؟

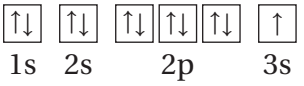


الجدول 4-1 الترميز الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك للعناصر من 1 إلى 10

العنصر / رمزه	العدد الذري	رسم مربعات الأفلاك	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	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

وتحتل إلكترونات الصوديوم العشرة الأولى الأفلاك 1s 2s 2p، ويدخل الإلكترون الحادي عشر الفلك 3s اعتمادًا على مبدأ أوفباو. لذا يكون الترميز الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك 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 باستعمال ترميز الغاز النبيل على النحو الآتي $3s^1$ [Ne]. 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؟

استخدم التكنولوجيا

الذكاء الإصطناعي: ابحث عن برمجيات رقمية تمكنك من التعرف على التوزيع الإلكتروني الأفضل وتحديد العنصر المناسب له.

المفردات

الاستعمال العلمي مقابل الاستعمال الشائع

الدورة

الاستعمال العلمي: صف أفقي للعناصر في الجدول الدوري للعناصر.

هناك سبع دورات في الجدول الدوري للعناصر.

الاستعمال الشائع: فترة من الوقت محددة بواسطة ظاهرة متكررة.

ففترة دوران الأرض هي 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] $3s^1$
الماغنيسيوم 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] $3s^2\ 3p^1$
السيليكون 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] $3s^2\ 3p^6$

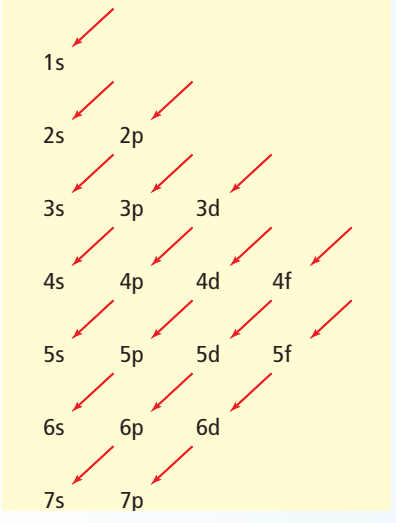
استثناءات التوزيع الإلكتروني يمكن استخدام رسم أوفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة الصحيحة للعناصر كلها، حتى الفاناديوم ذي العدد الذري 23، إلا أنه إذا أردت الاستمرار في هذه الطريقة فإن التوزيع الإلكتروني للكروم سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$ وللنحاس سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$ وهما غير صحيحين . أما التوزيع الإلكتروني الصحيح لهذين العنصرين فهو $[Ar]\ 4s^1\ 3d^5$ للكروم، و $[Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$ للنحاس. ويوضح التوزيع الإلكتروني لهذين العنصرين – كما هو الحال لعناصر أخرى – حالة الاستقرار للأفلاك نصف المتلئة والمتلئة d و s.

استراتيجية حل المسائل

ملء الأفلاك الذرية

تستطيع أن تكتب التوزيع الإلكتروني للحالة المستقرة لأي عنصر كيميائي باستعمال طريقة الترميز الإلكتروني واتباع الأسهم.

1. ارسم شكل المستويات الفرعية على ورقة بيضاء، مرتبة كما في الرسم المجاور.
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 بالفلك 1s، واكتب تسلسل أوفباو من الأفلاك الذرية باتباع الأسهم القطرية من أعلى شكل المستوى الفرعي حتى أسفله. وعندما تكمل خطًّا من الأسهم، تحرك إلى اليمين، حيث بداية الخط التالي للأسهم. وخلال تقدمك أضف الأسس التي تشير إلى عدد الإلكترونات في كل مجموعة من الأفلاك الذرية، واستمر في ذلك حتى يكون لديك أفلاك ذرية كافية لاستيعاب العدد الكلي من الإلكترونات في ذرة العنصر.
4. طبق ترميز الغاز النبيل.



ترتيب ملء الأفلاك الذرية

طبق الاستراتيجية

اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للزركونيوم Zr

مسائل تدريبية

7. اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر الآتية:

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

8. تحتوي ذرة الكلور في الحالة المستقرة على سبعة إلكترونات في أفلاك مستوى الطاقة الرئيسي الثالث. فما عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك p من الإلكترونات السبعة الأصلية؟ وما عدد الإلكترونات التي تشغل أفلاك p من الإلكترونات السبعة عشر الأصلية الموجودة في ذرة الكلور؟

9. عندما تتفاعل ذرة كبريت مع ذرات أخرى فإن إلكترونات مستوى الطاقة الثالث هي التي تدخل في التفاعل. فما عدد هذه الإلكترونات في ذرة الكبريت؟

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

11. تحدِّد ذرة عنصر في حالتها المستقرة تحتوي إلكترونين في جميع أفلاك مستوى الطاقة الرئيسي n=6. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر باستخدام ترميز الغاز النبيل، وحدد العنصر.

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons

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

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

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

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

ماذا قرأت؟ **وضح** كيف تؤثر إلكترونات التكافؤ على خواص العناصر.

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، وتمثل إلكترونات المستوى الخارجي الموضحة بنقاط تعبّر عن إلكترونات تكافؤ الذرة جميعها. وقد اقترح الكيميائي الأمريكي لويس Lewis (1875– 1946م) هذه الطريقة عندما كان يدرّس مادة الكيمياء في الجامعة عام 1902م.

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

ملاحظة

إن مصطلح "إلكترونات التكافؤ" غير مستخدم عند الحديث عن العناصر الإنتقالية، باعتبار الإنتقالات المستمرة للإلكترونات من مدار إلى آخر. ولذلك يفضل الحديث عن أعداد التأكسد.

المختبر الافتراضي

صمم المدارات الرئيسية لعناصر من الدورات الثلاث الأولى، وحدد عدد إلكترونات التكافؤ لكل عنصر منها.

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	$1s^2\,2s^2\,2p^1$	·$\dot{B}$·
الكربون C	6	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	·$\dot{C}$·
النيتروجين N	7	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	·$\ddot{N}$·
الأكسجين O	8	$1s^2\,2s^2\,2p^4$	:$\ddot{O}$·
الفلور F	9	$1s^2\,2s^2\,2p^5$	:$\ddot{F}$·
النيون Ne	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	:$\ddot{Ne}$:

مثال 1-1

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

1 تحليل المسألة

بالرجوع إلى الجدول الدوري للعناصر، حدّد العدد الذري لعنصر القصدير، واكتب توزيعه الإلكتروني، وحدد عدد إلكترونات تكافؤه، مستعملاً 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.

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

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

ارسم أربعة إلكترونات حول رمز عنصر القصدير Sn لتوضيح التمثيل النقطي الإلكتروني للقصدير ·Sn·

3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

12. ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات العناصر الآتية:

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

13. تحتوي ذرة عنصر 13 إلكترونًا. فما العنصر؟ وكم إلكترونًا يظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات؟

14. تحدّ عنصر في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي العادي، ويحتمل أن يكون أحد العناصر الآتية: الهيدروجين، أو الهيليوم، أو النيتروجين أو الأكسجين، أو الفلور، أو الكلور، أو النيون. تعرّف العنصر اعتمادًا على التركيب النقطي الإلكتروني الآتي : X:

تقويم الدرس 1-2

الخلاصة

- يُسمى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني للذرة.
- يُحدَّد التوزيع الإلكتروني للذرة بمبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.
- تُحدد إلكترونات التكافؤ للعنصر خواصه الكيميائية.
- يمكن تمثيل التوزيع الإلكتروني باستخدام رسم مربعات الأفلاك، والترميز الإلكتروني، والتمثيل النقطي للإلكترونات.

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

a. السيليكون Si **b.** الفلور F **c.** الكالسيوم Ca **d.** الكريبتون Kr

16. عرّف إلكترونات التكافؤ.

17. ارسم تسلسل ملء الأفلاك الخمسة للمستوى الفرعي d بعشرة إلكترونات.

18. التوسع عنصر لم يعرف بعد ولكن إلكتروناته تملأ أفلاك 7p. ما عدد إلكترونات ذرة هذا العنصر؟ اكتب توزيعه الإلكتروني باستخدام ترميز الغاز النبيل.

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

a. ·Se: **b.** ·Se· **c.** ·Se· **d.** ·S·

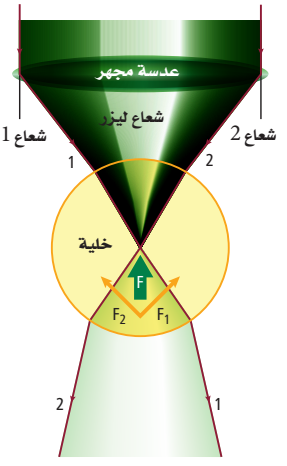
ملاقط الليزر

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.

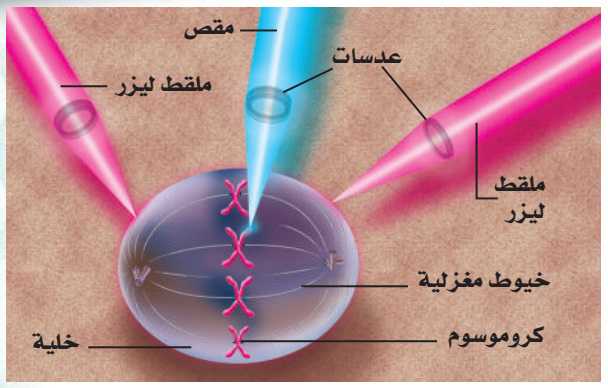
ولعلك سمعت عن استخدام الليزر في قطع الأشياء؛ إذ تستخدم مقصات الليزر في بعض العمليات الجراحية. ولكن من المثير للدهشة، أن الليزر يمكنه الإمساك بالخلايا الحية والأجسام الصغيرة دون إتلافها. فكيف تتمكن حزم الضوء من تثبيت الأشياء في أماكنها؟

الإمساك باستخدام الضوء عند مرور الأشعة الضوئية من خلال خلية ما فإنها تغير من اتجاهها قليلاً، وهذا مشابه لكيفية انحناء أشعة الضوء عند مروره 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، يمكنها عندئذٍ تثبيت جسم صغير في مكانه، كما في **الشكل 1**.



الشكل 1 تنحني الحزمة الضوئية، في أثناء مرور أشعة الليزر من خلال الخلية، وتبذل هذه 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 كيف 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 أية حال لا يعرف العلماء بالضبط 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 قد تصادفها يوميًّا، وتعرّف نوع الضوء الذي يستخدمه كل جهاز. ثم لخص نتائج البحث في دفتر العلوم.

* للاطلاع فقط

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسة هناك علاقة بين طيف الانبعاث الذري ومستويات الطاقة في الذرة والأفلاك الذرية.

المفردات

- حالة الاستقرار
- العدد الكمي
- مبدأ هايزنبرج للشك
- النموذج الكمي للذرة
- الفلك الذري
- عدد الكم الرئيسي
- مستوى الطاقة الرئيسي
- مستويات الطاقة الفرعية

المفاهيم الرئيسة

- يفسر نموذج بور للذرة طيف انبعاث الهيدروجين بسبب انتقال الإلكترونات من مستويات طاقة أعلى إلى مستويات طاقة أقل.

$$E_{photon}=E=E_{(\text{المستوى الأعلى})}-E_{(\text{المستوى الأدنى})}$$

- تربط معادلة دي برولي بين طول موجة الجسيم وكتلته وسرعته وثابت بلانك.

$$\lambda = h/mv$$

- يفترض النموذج الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص موجية.
- تحتل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد تُسمى الأفلاك الذرية.

1-2 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة يحدد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستعمال 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 بالتوزيع 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 الأفلاك والترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات.

1-1

إتقان المفاهيم

20. كيف تتحرك الإلكترونات في الذرات حسب نموذج بور؟

21. ما الذي تمثله n في نموذج بور الذري؟

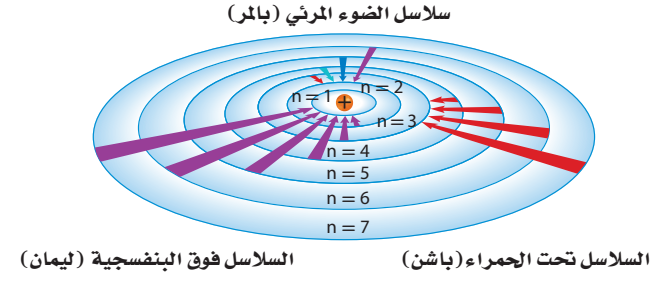
22. ما الفرق بين حالة الاستقرار وحالة الإثارة للذرة؟

23. ما اسم النموذج الذري الذي تُعامل فيه الإلكترونات على أنها موجات؟ ومن أول من كتب معادلات موجة الإلكترون التي أدت إلى هذا النموذج؟

24. ما المقصود بالفلك الذري؟

25. ما الذي ترمز إليه n في النموذج الكمي للذرة؟

26. **انتقال الإلكترون في الشكل 10-1** حدّد المدار النهائي الذي تنتقل إليه إلكترونات لكي تنتج سلسلة ليمان لذرة الهيدروجين؟



الشكل 10-1

27. ما عدد مستويات الطاقة الفرعية في المستويات الثلاثة الرئيسية الأولى للطاقة في ذرة الهيدروجين؟

28. ما عدد الأفلاك الذرية في المستوى الفرعي d؟

29. ما الذي توضحة الرموز s, p, d, f فيما يتعلق بالأفلاك الذرية؟

30. ما اتجاهات الأفلاك الذرية الخمسة المرتبطة في المستوى الفرعي d؟

31. ما أقصى عدد يمكن أن يسعه الفلك من الإلكترونات؟

32. صف الاتجاهات النسبية للأفلاك المرتبطة في المستوى الفرعي 2p.

33. ما عدد الإلكترونات التي يمكن أن توجد في جميع المستويات الفرعية للمستوى الرئيسي الثالث للطاقة في ذرة الأرجون؟

34. كيف يصف النموذج الكمي مسار الإلكترونات في الذرة؟

35. **الأجسام الكبيرة** لماذا لا نلاحظ الأطوال الموجية للأجسام المتحركة ومنها السيارات؟

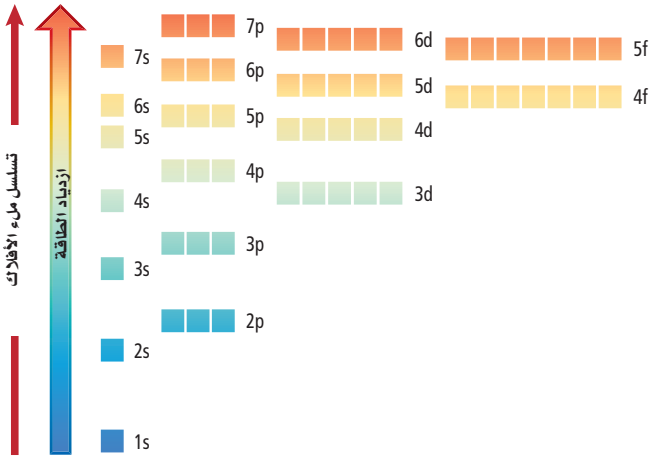
36. لماذا يكون من المستحيل أن نعرف بدقة سرعة الإلكترون وموقعه في الوقت نفسه؟

1-2

إتقان المفاهيم

37. ما تسلسل ملء الإلكترونات في الأفلاك الذرية للمستوى الفرعي؟

38. **الروبيديوم** وضح باستخدام **الشكل 11-1**، لماذا يشغل إلكترون واحد في ذرة الروبيديوم فلك 5s بدلاً من 4d أو 4f؟



الشكل 11-1

39. ما إلكترونات التكافؤ؟ وكم إلكترون تكافؤ في ذرة **الماغنيسيوم** من الإلكترونات الاثني عشر التي تحتويها؟

40. إن للضوء طبيعة مزدوجة (موجة – جسيم). فماذا تعني هذه الجملة؟

41. صف الفرق بين الكم والفوتون.

42. ما عدد الإلكترونات التي تظهر في التمثيل النقطي للإلكترونات لذرات العناصر الآتية:

a. الكربون **c.** الكالسيوم

b. اليود **d.** الجاليوم

43. ما المبادئ الثلاثة أو القواعد التي يجب اتباعها عند كتابة التوزيع الإلكتروني لذرة؟

44. اكتب التوزيع الإلكتروني لذرات الأكسجين والكبريت، بطريقة الترميز الإلكتروني.

إتقان حل المسائل

45. اكتب تسلسل أوفباو للمدارات من 1s إلى 7p.

46. اكتب التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية بطريقتي الترميز الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك:

a. البيريليوم **c.** النيتروجين

b. الألومنيوم **d.** الصوديوم

47. استخدم ترميز الغاز النبيل لكتابة التوزيع الإلكتروني للعناصر الآتية:

a. Zr **c.** Kr

b. Pb **d.** P

48. حدد العنصر الذي يُمثّل بالتوزيع الإلكتروني لكل مما يلي:

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

49. أي ترميز إلكتروني مما يلي يصف الذرة في حالة الإثارة؟

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

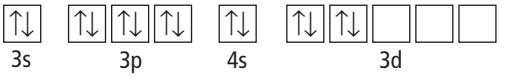
b. $[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$

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

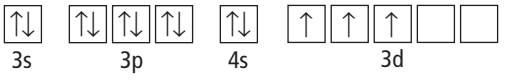
d. $[Ar]\ 4s^2\ 3d^8\ 4p^1$

50. أي رسوم مربعات الأفلاك في **الشكل 12-1** صحيحة للذرة في حالة الاستقرار؟

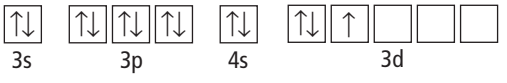
a.



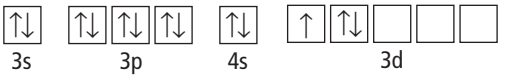
b.



c.



d.



الشكل 12-1

51. ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات ذرات العناصر الآتية:

a. الكربون

b. الزرنيخ

c. البولونيوم

d. البوتاسيوم

e. الباريوم

52. ما عدد الأفلاك الموجودة في ذرة الزرنيخ؟ وما عدد الأفلاك الممتلئة بصورة كاملة؟ وما عدد الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيسي $n = 4$؟

53. ما العنصر الذي قد يكون لذرته التمثيل النقطي للإلكترونات للحالة المستقرة والموضحة في **الشكل 13-1**؟

a. المنجنيز **c.** الكالسيوم

b. الأنتيمون **d.** الساماريوم

الشكل 13-1

54. اكتب التوزيع الإلكتروني لذرة القصدير في الحالة المستقرة، باستخدام ترميز الغاز النبيل، وارسم تمثيلها النقطي للإلكترونات.

تقويم الفصل 1

مراجعة عامة

55. ما أقصى عدد من الإلكترونات نظريًا يمكن أن يوجد في أفلاك الذرة التي لديها أعداد الكم الرئيسية الآتية:

a. 3 **c.** 6

b. 4 **d.** 7

56. ما عدد الاتجاهات المحتملة للأفلاك المتعلقة في كل مستوى فرعي مما يأتي:

a. s **c.** d

b. p **d.** f

57. أي العناصر الآتية لديها إلكترونان فقط في تمثيلها النقطي: الهيدروجين أو الهيليوم أو الليثيوم أو الألومنيوم أو الكالسيوم أو الكوبالت أو البروم أو الكريبتون أو الباريوم؟

58. أي انتقال للإلكترون عبر المدارات ينتج الخط الفيروزي (أخضر-أزرق) في طيف الانبعاث الذري للهيدروجين حسب نموذج بور للذرة؟

59. الخارصين. تحتوي ذرة الخارصين على 18 إلكترونًا في الأفلاك 3s و3p و3d. فلماذا يظهر في تمثيلها النقطي للإلكترونات نقطتان فقط؟

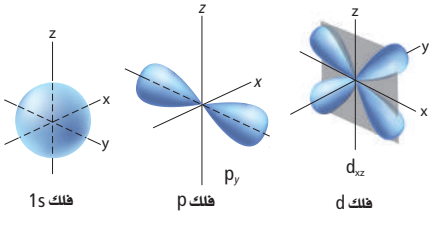
60. أي عنصر له التوزيع الإلكتروني الممثل بترميز الغاز النبيل $[Rn]\ 7s^1$؟

61. كيف وضّح بور طيف الانبعاث الذري؟

التفكير الناقد

62. قارن ناقش بإيجاز الفرق بين المدار في نموذج بور والنموذج الكمي للذرة.

63. صف أشكال الأفلاك الذرية الموضحة في **الشكل 14-1**، وحدد اتجاهاتها.



الشكل 14-1

64. استنتج تخيل أنك تعيش في عالم ينص فيه مبدأ باولي على أن ثلاثة إلكترونات على الأكثر، وليس اثنين، يمكنها الوجود في كل فلك ذري، اشرح الخواص الكيميائية الجديدة لعناصر الليثيوم والفوسفور.

مراجعة تراكمية

65. 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

66. 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

67. 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.

68. نموذج راذرفورد تخيل أنك عالم في أوائل القرن العشرين، وقد علمت بتفاصيل النموذج الذري الجديد المقترح من الفيزيائي البريطاني أرنست راذرفورد. بعد تحليلك لهذا النموذج وضح أهم نقاط الضعف التي تعتقد أنه يتضمنها، ثم اكتب رسالة موجهة إلى راذرفورد تعبر فيها عن اهتمامك بنموذجه، مستخدمًا رسومًا وأمثلة على عناصر محددة لمساعدتك على إظهار وجهة نظرك.

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

1. أي مما يأتي يعبر عن التمثيل النقطي لإلكترونات المستوى الخارجي لعنصر الإنديوم؟

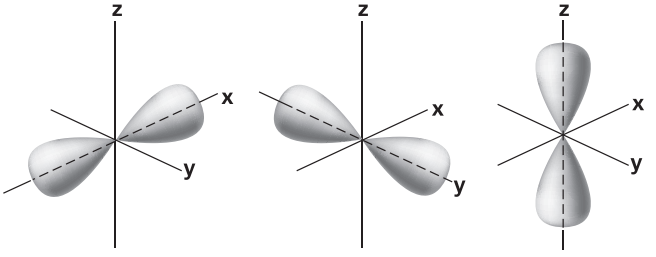
a. ·In

b. ·In·

c. ·In·

d. ·In·

استخدم الشكل الآتي للإجابة عن السؤالين 2 و 3.



2. ما المستوى الفرعي الذي تنتمي إليه الأفلاك الموضحة في الشكل أعلاه؟

a. s

b. p

c. d

d. f

3. ما مجموع الإلكترونات التي يمكن أن توجد في المستوى الفرعي أعلاه؟

a. 2

b. 3

c. 6

d. 8

4. ما أكبر عدد من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في مستوى الطاقة الرئيسي الخامس للذرة نظريًّا؟

a. 10

b. 20

c. 25

d. 50

استخدم البيانات في الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة من 5 إلى 7.

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	

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

6. 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

7. ما التوزيع الإلكتروني لذرة الإسكانديوم Sc ؟

a. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$

b. $1s^2\ 2s^2\ 2p^7 3s^2\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

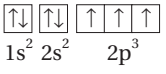
c. $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^2\ 3p^5\ 4s^2\ 3d^1$

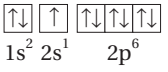
d. $1s^2\ 2s^1\ 2p^7\ 3s^1\ 3p^7\ 4s^2\ 3d^1$

استخدم رسومات مربعات الأفلاك الموضحة أدناه للإجابة عن السؤالين 8 و 9.

A.

B.

C. 

D. 

8. أيٌّ مما سبق يوضح رسمًا لمربعات الأفلاك يخالف مبدأ أوفباو؟

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

9. أيٌّ مما سبق يوضح رسم مربعات الأفـلاك لعنصر البريليوم؟

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

أسئلة الإجابات القصيرة

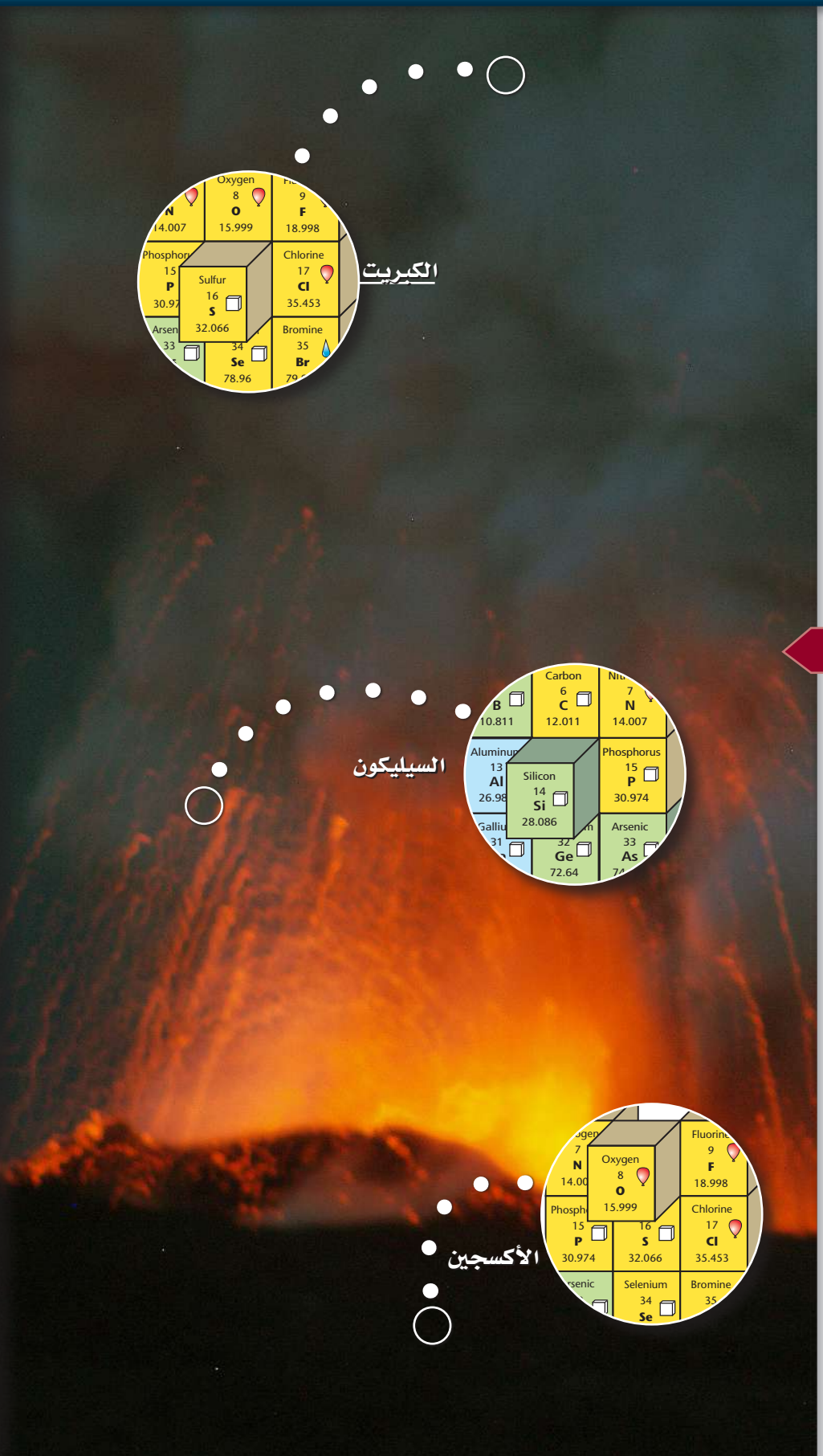
10. ما أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في مستوى الطاقة الرئيسي الرابع في الذرة؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

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

12. 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.

الفصل 2
الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر
The Periodic Table and Periodic Trends



الفكرة العامة يتيح التدرج في خواص العناصر معرفة الخواص الفيزيائية والكيميائية لها.

2-1 تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسة رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الإلكتروني.

2-2 تدرج خواص العناصر

الفكرة الرئيسة يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات واكتسابها.

حقائق كيميائية

- يتضمن الجدول الدوري حاليًا 118 عنصرًا، يوجد منها في الطبيعة 90 عنصرًا فقط.
- يُعد عنصر الهيدروجين أكثر العناصر توافرًا في الكون ونسبته 75%، في حين يُعد عنصر الأكسجين أكثر العناصر توافرًا في الأرض ونسبته 50%.
- يحتوي جسم شخص كتلته 70 kg على حوالي 43 kg من الأكسجين.
- تقل الكمية الكلية لعنصر الأستاتين في القشرة الأرضية عن 30 g، مما يجعله أقل العناصر وفرة في الأرض.

نشاط استهلالي

كيف تتمكن من تعرف أنماط التغير في الخواص؟

ترتب 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. جهز عينات من أنواع مختلفة من **البراغي والمسامير**.
3. قس طول كلٍّ من العينات السابقة **بالمسطرة**.
4. قس كتلة العينات السابقة **بالميزان**.
5. رتب العينات تصاعديًّا.

تحليل النتائج

1. **أنشئ جدولاً** يحتوي قوائم بأطوال العينات وكتلها.
2. **صف** التدرج في الكتلة عند الانتقال من اليسار إلى اليمين في كل صف من الجدول.
3. **صف** التدرج في الكتلة عند الانتقال عموديًّا من أعلى كل عمود إلى أسفله.
4. **حلّل** طريقتك في ترتيب العينات، وفسّر أي نمط آخر تجده في الجدول.

استقصاء صمّم جدولاً دوريًّا للمشروبات الغازية على النحو نفسه الذي ورد في التجربة. ما الخواص التي استخدمتها؟

بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن يكون قادرًا على:

- تتبع مراحل تطور الجدول الدوري وشرح ملامحه الرئيسية.
- شرح الملامح التفصيلية للجدول الدوري الحديث.
- توضيح المفاهيم والمبادئ والنظريات المتعلقة بتصنيف العناصر في الجدول الدوري.
- الربط بين التوزيع الإلكتروني للعنصر وموقعه في الجدول الدوري.
- تفسير تشابه خواص العناصر في المجموعة الواحدة.
- تحديد فئات الجدول الدوري الأربعة استنادًا إلى التوزيع الإلكتروني.
- توضيح المفاهيم والمبادئ والنظريات المتعلقة بأنماط التغير في خواص العناصر (نصف القطر – طاقة التأين – الكهروسالبية) حسب موقعها في الدورات والمجموعات وربطها بالتوزيع الإلكتروني لها.
- وصف أهمية المنهجية العلمية في التفكير والعمل في المدرسة والحياة اليومية.
- تفسير البيانات المستقاة من الاستقصاءات باستخدام الحسابات والرسومات والنماذج وتكنولوجيا الحاسوب.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.moe.gov.bh

تصنيف العناصر
Classification of the Elements

تساؤلات جوهرية

- **كيف** تطور الجدول الدوري للعناصر؟
- **ما** سبب تشابه خواص عناصر المجموعة الواحدة؟
- **كيف** تحدد فئات الجدول الدوري الأربعة استنادًا إلى التوزيع الإلكتروني؟

مراجعة المفردات

إلكترون التكافؤ: إلكترون مستوى الطاقة الأخير للذرة، والذي يحدد الخواص الكيميائية لها.

المجموعات: الأعمدة التي يتكون منها الجدول الدوري.

الدورات: الصفوف التي يتكون منها الجدول الدوري

المفردات الجديدة

تدرج الخواص

الفكرة الرئيسة **رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الإلكتروني بعد أن يشهد الجدول الدوري تطورا تدريجياً مع الوقت بسبب اكتشاف طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.**

الربط مع الحياة لا تكفي معرفة رقم المنزل لإيصال الرسالة. لذا من الضروري توافر معلومات إضافية مثل اسم الشارع والمدينة والمنطقة. وبالطريقة نفسها يتم تعرف العناصر من خلال تفاصيل توزيعها الإلكتروني.

تطور الجدول الدوري
Development to the Periodic Table

قام العالم الفرنسي أنتوني لافوازيه Lavoisier في أواخر القرن الثامن عشر (1743–1794م) 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 (التدرج)؛ لأنه يتكرر بالنمط نفسه. ولقد قام نيولاندز بتسمية هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانيات، كما في السلم الموسيقي، حيث تتكرر الأنغام الموسيقية كل ثماني أنغام. ويوضح **الشكل 1–2** طريقة نيولاندز في ترتيب 14 عنصرًا كانت معروفة في أواسط عام 1860م. وقد واجه قانون الثمانيات معارضة؛ لأنه لم يكن ينطبق على العناصر المعروفة جميعها آنذاك.

كما أن العلماء لم يتقبلوا كلمة الثمانيات؛ فقد اعتبروا المقارنة الموسيقية تعبيرًا غير علمي. 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.

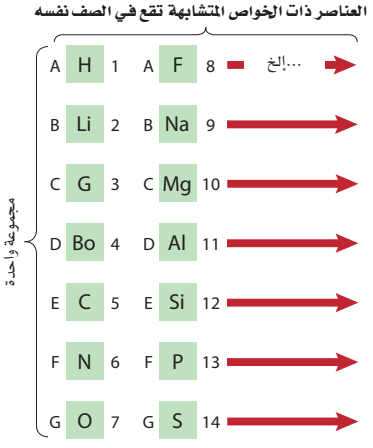
الجدول 1-2 جدول لافوازيه للمواد البسيطة

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 الماغنيسيوم)، البورات، الصلصال، السليكا (أكسيد السليكون).

مايـر ومندليـف Meyer and Mendelee في عام 1869م قام كل من الكيميائي الألماني لوثر مايـر (1830 – 1895م) والكيميائـي الـروسي ديمـتري مندليـف (1834 –1907م) بتقديـم الدليل على العلاقة بين العدد الكتلي للعناصر وخواصها. وقد حظي مندليف بسمعة أكثر من مايـر؛ حيـث قام بنشر دراسـته أولاً. لاحظ مندليف – كما لاحظ نيولاندز قبل عدة سـنوات – أنـه عنـد ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق كتلها الذرية فإن خواصها تتكرر وفق نمط دوري، فقـام بتشـكيل الجدول الدوري بترتيب العناصر تصاعديًّا وفـق 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 تُكتشـف بعـد وحـدّد خواصها، كما ترك مندليف أماكن شـاغرة في الجـدول للعناصر التي اعتقد أنها لم تكتشف. وقد تمكّن مندليف من خلال ملاحظة أنماط التغير في خواص العناصر المعروفـة مـن توقع خـواص العنـاصر التي سـيتم اكتشـافها مثـل السـكانديوم، والجاليوم، والجيرمانيوم.

الشكل 1-2 لاحـظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكـرر كل 8 عناصر، كتكرار الأنغام الموسـيقية لـكل 8 أنغام في السلم الموسيقي.



الشكل 2-2 قام مندليف في النسـخة الأولى للجـدول الـذي نشـره في 1896م بترتيـب العناصـر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًّا. وقد ترك أماكن فارغة للعناصـر التـي لم تكـن قد اكتشفت في ذلك الوقت.

Typische Elemente								
H = 1	Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85	Cs = 133	—	—
	Be = 9,4	Mg = 24	Ca = 40	Sr = 87	Ba = 137	—	—
	B = 11	Al = 27,3	—	?Yt = 88?	?Di = 138?	Er = 178?	—
	C = 12	Si = 28	Ti = 48?	Zr = 90	Ce = 140?	?La = 180?	Tb = 231
	N = 14	P = 31	V = 51	Nb = 94	—	Ta = 182	—
	O = 16	S = 32	Cr = 52	Mo = 96	—	W = 184	U = 240
	F = 19	Cl = 35,5	Mn = 55	—	—	—	—
			Fe = 56	Ru = 104	—	Os = 195?	—
			Co = 59	Rh = 104	—	Ir = 197	—
			Ni = 59	Pd = 106	—	Pt = 198?	—
			Cu = 63	Ag = 108	—	Au = 199?	—
			Zn = 65	Cd = 112	—	Hg = 200	—
			—	In = 113	—	Tl = 204	—
			—	Sn = 118	—	Pb = 207	—
			As = 75	Sb = 122	—	Bi = 208	—
			Se = 78	Te = 125?	—	—	—
			Br = 80	J = 127	—	—	—

موزلي Moseley لم يكن جدول مندليف صحيحًا تمامًا؛ فبعد اكتشـاف العديد من العناصر الجديدة، وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، أصبح واضحًا أن بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول. إذ إن ترتيب العناصر وفق كتلها الذرية أدّى إلى وضع بعـض العنـاصر في مجموعات لعناصر ذات خواص مختلفة عنها. فقـام الكيميائي الإنجليزي هنـري موزلي (1887 – 1915م) في عام 1913م بتحديد سـبب هذه المشـكلة؛ إذ اكتشـف أن ذرات كل عنـصر تحتـوي عـلى عدد محدد وفريد مـن البروتونات في أنويتهـا– وبناءً على ذلك رُتبت العناصر في الجدول الدوري تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية. وقد نتج عن ترتيب موزلي للعنـاصر وفق عددها الذري أنماط أكثر وضوحًا في تدرج خواصها. ويُعرف تكرار الخواص الكيميائيـة والفيزيائيـة عند ترتيب العنـاصر تصاعديًّا وفق أعدادهـا الذرية **بتدرج الخواص**.

ماذا قرأت؟ قارن بين طريقة كل من مندليف وموزلي في ترتيب العناصر.

المفردات

أصل الكلمة

الدورية

جاءت الكلمة من أصل لاتيني وتعني الطريق الدائري.

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 • برهن على وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر. • رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.	
ديمتري مندليف 1834–1907م • برهن على 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.	

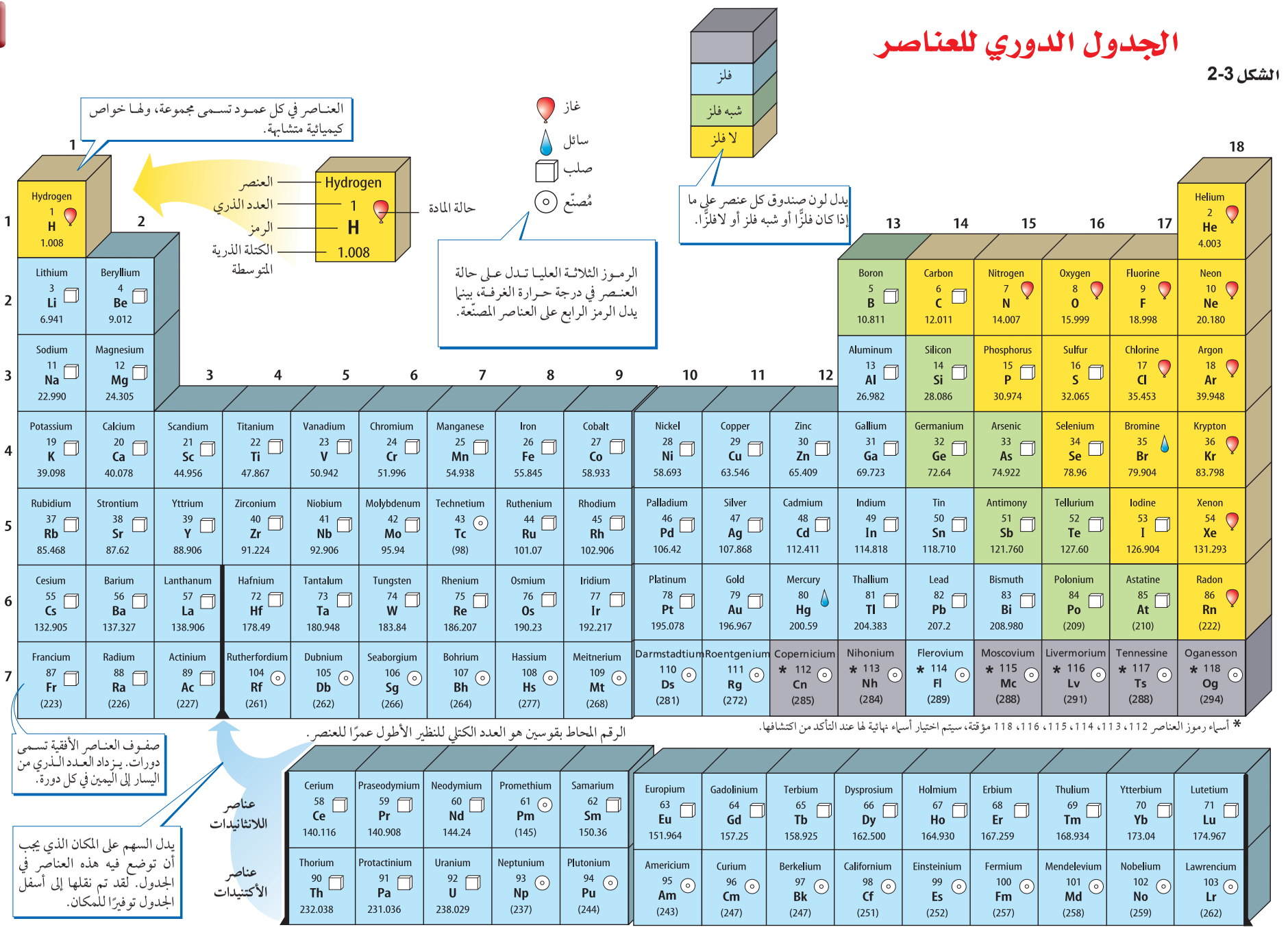
الجدول الدوري الحديث The Modern Periodic Table

يلخص **الجدول 2–2** مساهمات كل من نيولاندز وماير ومندليف وموزلي في تطوير الجدول الدوري؛ فقد رتبت في الجدول الدوري حقائق بدت كأنها غير مترابطة، لذا أصبح هذا الجدول من أهم الأدوات التي يستخدمها الكيميائيون. ويعد الجدول الدوري مرجعًا مهمًّا لفهم خواص العناصر، والتنبؤ بها وتنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

يبيّن **الشكل 3–2** الجدول الدوري الحديث المكتمل والذي يضم 118 عنصرًا مقسمة إلى فلزات وأشباه فلزات ولا فلزات وعناصر مستكشفة حديثًا أغلبهافلزيّة ولكنها سريعة التحول وغير مستقرة. وقد تم الحصول عليها في مراكز بحث مختصة في الفيزياء الذرية.

الجدول الدوري للعناصر

الشكل 2-3



ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني

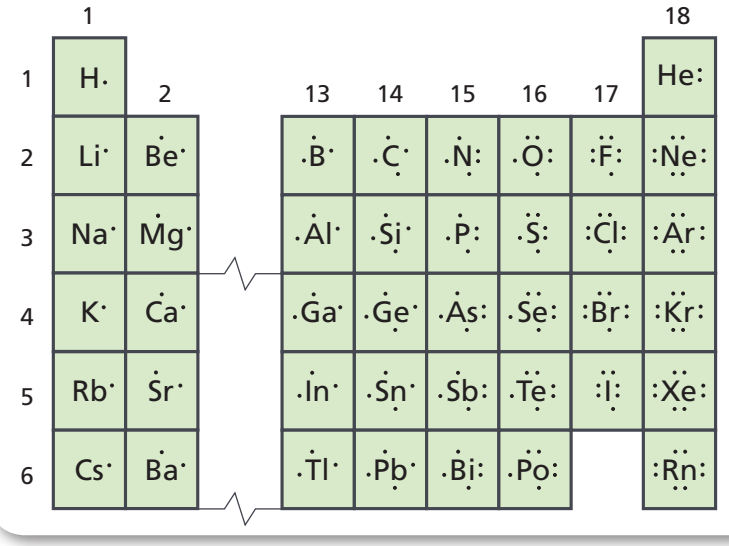
Organizing the Elements by Electron Configuration

يحـدِّد التوزيع الإلكتروني الخواص الكيميائية للعنصر، إلا أن التوزيع الإلكتروني باستخدام نموذج أوفباو aufbau قد يكون مملاً. ويمكنك معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقـع العنصر في الجدول الدوري الحديث. يوضح **الجدول 3–2** التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة الأولى، كما يبين التوزيع الإلكتروني إلكترونًا واحدًا في مستوى الطاقة الأخير لكل عنصر.

إلكترونـات التكافـؤ تُعرف الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الأخير للذرة باسم إلكترونـات التكافؤ. ويوجد لكل عنصر في المجموعة 1 إلكترون واحد في مستوى طاقته الأخير. لذا تتشابه عناصر المجموعة الأولى في خواصها الكيميائية؛ لأنها تحتوي 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 1 إلكترون تكافؤ من نوع s^1. ولكل عنصر في المجموعة 2 اثنان من إلكترونات التكافؤ حسب التوزيع s^2 ولكل عمود في المجموعتين 1 و2 والمجموعـات مـن 13 إلى 18 في الجـدول الدوري توزيعها الخاص مـن إلكترونات التكافؤ.

إلكترونـات التكافؤ والدورة يُحدِّدُ رقم مستوى الطاقة الأخـير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ رقـمَ الـدورة التي يوجـد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى سـبيل المثـال، 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 إلكترون تكافئه يقع في مستوى الطاقة الرابع، لذا يكون عنصر الجاليوم في الدورة الرابعة.

الجدول 3-2			التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة 1
الدورة 1	الهيدروجين H	$1s^1$	$1s^1$
الدورة 2	الليثيوم Li	$1s^2\ 2s^1$	$[He]\ 2s^1$
الدورة 3	الصوديوم Na	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$	$[Ne]\ 3s^1$
الدورة 4	البوتاسيوم K	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	$[Ar]\ 4s^1$



الشكل 2-4 يوضح الشكل التمثيل النقطي للإلكترونات لمعظم العناصر المثالية.

لاحظ كيف يتغير عدد إلكترونات التكافؤ بتغير المجموعات، ولا يتغير ضمن المجموعة الواحدة؟

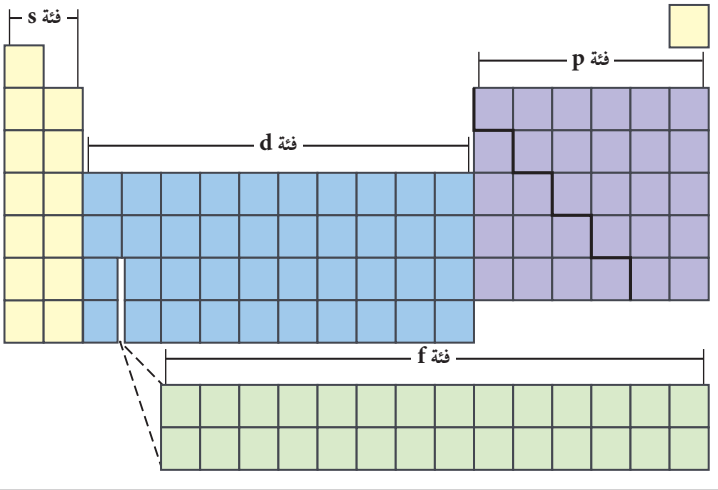
إلكترونات تكافؤ العناصر المثالية عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعة الأولى واحد، وعناصر المجموعة الثانية اثنان. في حين أن عناصر المجموعة 13 ثلاثة إلكترونات تكافؤ، وأما عناصر المجموعة 14 ففيها أربعة إلكترونات تكافؤ وهكذا.

وأمّا عناصر الغازات النبيلة في المجموعة 18 ففي كل منها ثمانية إلكترونات، ما عدا الهيليوم الذي له إلكترونان فقط.

يبين **الشكل 4–2** 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 المجموعة ناقص 10.

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 الفرعية للذرة والتي تحتوي إلكترونات التكافؤ. ولوجود أربعة مستويات طاقة فرعية (s, p, d, f) فقد تم تقسيم الجدول الدوري إلى أربعة فئات مختلفة كما في **الشكل 5–2**.



الشكل 2-5 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؟

المفردات

الاستعمال العلمي

البنية:

شيءٌ ما يتم عمله من عناصر أو أجزاء مترابطة بعضها ببعض.

اشترك عدد من العلماء في اكتشاف بنية الذرة.

الكيمياء الخضراء

قضايا بيئية

تعتبر الغازات النبيلة صديقة للبيئة ولها استخدامات عديدة في حياتنا اليومية.

كوّن بحثًا عن أهم الفوائد الإقتصادية والصحية للتكنولوجيا التي تعتمد على هذه العناصر.

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	$[Ar]\ 4s^2\ 4p^6$

عناصر الفئة - s تتكون الفئة s من عناصر المجموعتين الأولى والثانية وعنصر الهيليوم. حيث تحتوي عناصر المجموعة الأولى على أفلاك s شبه ممتلئة بإلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s^1. في حين تحتوي عناصر المجموعة الثانية على أفلاك s ممتلئة باثنين من إلكترونات التكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني s^2. ولأن أفلاك s تتسع لإلكترونين على الأكثر فإن فئة s تشتمل على مجموعتين فقط.

عناصر الفئة - p وبعد امتلاء مستويات s الفرعية بإلكترونات التكافؤ تبدأ هذه الإلكترونات في تعبئة مستويات p الفرعية. وتتكون فئة p من المجموعات من 13 إلى 18، ويحتوي على عناصر بأفلاك p ممتلئة كليًّا أو جزئيًّا. ولا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى؛ لأن مستويات p الفرعية 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 أفلاك p 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 النوعية s و p التابعة لمستوى الطاقة الرئيس الأخير لها الخاص بالدورة ممتلئة تمامًا. وينتج عن هذا التوزيع الإلكتروني استقرار ذراتها.

الشكل 6-2

تاريخ الجدول الدوري

الجدول الدوري الحديث نتاج عمل عدة علماء على مدى قرون، والذين درسوا العناصر واكتشفوا التدرج في خواصها.

عناصر الفئة - d تحتوي الفئة d على الفلزات الانتقالية، وهي أكبر الفئات. وعلى الرغم من وجود بعض الاستثناءات إلا أن عناصر الفئة d تتميز بامتلاء كلي للفلك الفرعي s من مستوى الطاقة n، وبامتلاء جزئي أو كلي لأفلاك d من مستوى الطاقة n–1. وكلما تحركت عبر الدورة تقوم الإلكترونات بتعبئة الفلك 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 الفلك الخارجي s الممتلئ بعنصر التيتانيوم يكون في المستوى n = 4، في حين أن الفلك d شبه الممتلئ يكون في المستوى n–1. ينص مبدأ أوفباو aufbau على أن الفلك 4s له طاقة أقل من طاقة الفلك 3d. لذا فإن الفلك 4s يمتلئ قبل الفلك 3d. ولأن أفلاك d الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات لذا فإن فئة d تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري.

عناصر الفئة - f تشتمل فئة f على الفلزات الانتقالية الداخلية، وتتميز عناصرها بامتلاء المدار الفرعي s الخارجي، وامتلاء أو شبه امتلاء أفلاك 4f و5f. ولوجود 7 أفلاك في المستوى الفرعي f فإنه يتسع لـ 14 إلكترونًا بحدٍّ أقصى، وبذلك تمتد فئة f على مدى 14 عمودًا في الجدول الدوري.

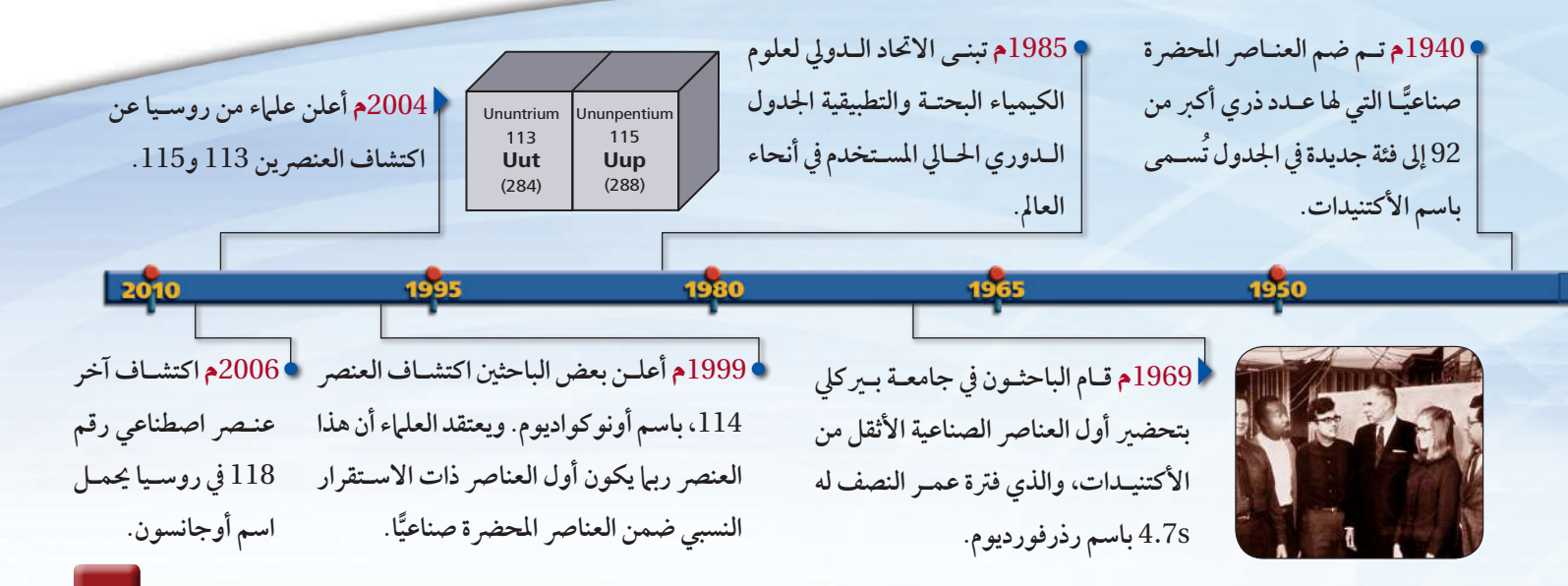
لذا تحدد الفئات s و p و d و f شكل الجدول الدوري. وكلما انتقلت إلى أسفل في الجدول الدوري يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة، كما يزداد عدد الأفلاك التي تحتوي على الإلكترونات. لاحظ أن الدورة رقم 1 تحتوي على عناصر الفئة s فقط، في حين تحتوي الدورتان الثانية والثالثة على عناصر من الفئتين s و p، أمّا الدورتان الرابعة والخامسة فتحتويان على عناصر من الفئات s، و p، و d، كما تحتوي الدورتان السادسة والسابعة على عناصر من فئات s و p و d و f.

لقد استغرق تطوير الجدول الدوري العديد من السنوات، وما زالت عملية التطوير جارية، حيث يتم تحضير العناصر بطريقة صناعية باستمرار. ارجع إلى **الشكل 6–2** 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.



مثال 1–2

التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري لعنصر الإسترانشيوم الذي يستخدم في إضفاء اللون الأحمر على الألعاب النارية، التوزيع الإلكتروني $[Kr]\,5s^2$. حدّد 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 المثالية.

يشير رقم أعلى مستوى طاقة إلى رقم الدورة.

يشير المدار الفرعي s^2 إلى أن إلكترونات تكافؤ الإسترانشيوم تملأ المستوى الفرعي (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. ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيع الآتي لإلكترونات تكافئها:

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

10. **تحدٍّ** 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

مختبر حل المشكلات

تحليل التغير في خواص العناصر

الفرانسيوم: هل هو صلب أم سائل أم غاز؟ اكتُشف الفرانسيوم في عام 1939م إلاّ أن مندليف تنبأ بوجوده في 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** طريقة توضح نمط التغير في الخواص الواردة في الجدول والتي تسمح لك باستقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مستعملاً تدرج الخواص دليلاً.
2. **توقع** ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلبًا أم سائلاً أم غازًا. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟

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	؟	؟	؟

3. **استدل** أي عمود من أعمدة البيانات يظهر أكثر احتمالاً للخطأ عند محاولة التحقق من هذا التوقع؟ اشرح ذلك.
4. **حدّد** لماذا لا يكفي إنتاج مليون واحدٍ من ذرات عنصر الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات، منها الكثافة ودرجة الانصهار؟

تقويم الدرس 2-1

خلاصة

- تتدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديًّا حسب أعدادها الذريةوتقع العناصر المتشابهة في خواصها في المجموعة نفسها.
- يحتوي الجدول الدوري على 4 فئات هي s،وp، وd، وf.
- لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.
- رقم مجموعة عناصر المجموعتين 1 و2 يساوي عدد إلكترونات تكافئهما.
- رقم مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ يساوي رقم الدورة.

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،وp، وd، وf.
16. **صف** التطور في الجدول الدوري الحديث، واذكر مساهمات كل من لافوازييه، ونيولاندز، ومندليف وموزلي في ذلك.
17. **ارسم** مخططًا مبسطًا للجدول الدوري، وأشر إلى مواقع الفلزات، واللافلزات وأشباه الفلزات.
18. **صِف** كيف يحدّد التمثيل النقطي رقم المجموعة لعناصر الفئة p؟
19. **قارن** استنادًا إلى الجدول الدوري الحديث، ما العنصران اللذان تكون قيمة الكتلة الذرية لكل منهما أقل من ضعف العدد الذري؟
20. **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.

تساؤلات جوهرية

- **كيف** تقارن بين أنماط التغير في خواص العناصر حسب موقعها في الدورات والمجموعات؟
- **كيف** تربط التغير الدوري لبعض خواص العناصر في المجموعات أو الدورات مع التوزيع الإلكتروني لها ؟

مراجعة المفردات

مستوى الطاقة الأساسي: هو مستوى الطاقة الرئيسي للذرة.

الأيون: ذرة أو مجموعة ذرات تحمل شحنة موجبة أو سالبة.

المفردات الجديدة

طاقة التأين

قاعدة الثمانية

الكهروسالبية

تدرج خواص العناصر Periodic Trends

الفكرة الرئيسة **يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها.**

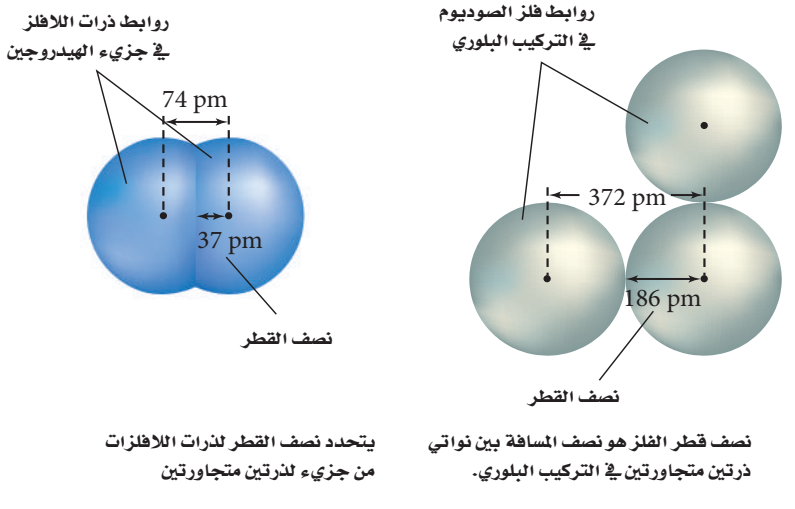
الربط مع الحياة يُعد التقويم (الرزنامة) وسيلة مفيدة لتتبع النشاطات، حيث يتكرر نمط الأيام من السبت إلى الأربعاء أسبوعًا بعد أسبوع. فإذا دونت بعض النشاطات اليومية سلفًا استطعت توقع ما يحدث في هذا اليوم من الأسبوع. وكذلك يتيح لنا ترتيب العناصر في الجدول الدوري تعرُّف خواص العديد من هذه العناصر.

نصف قطر الذرة Atomic Radius

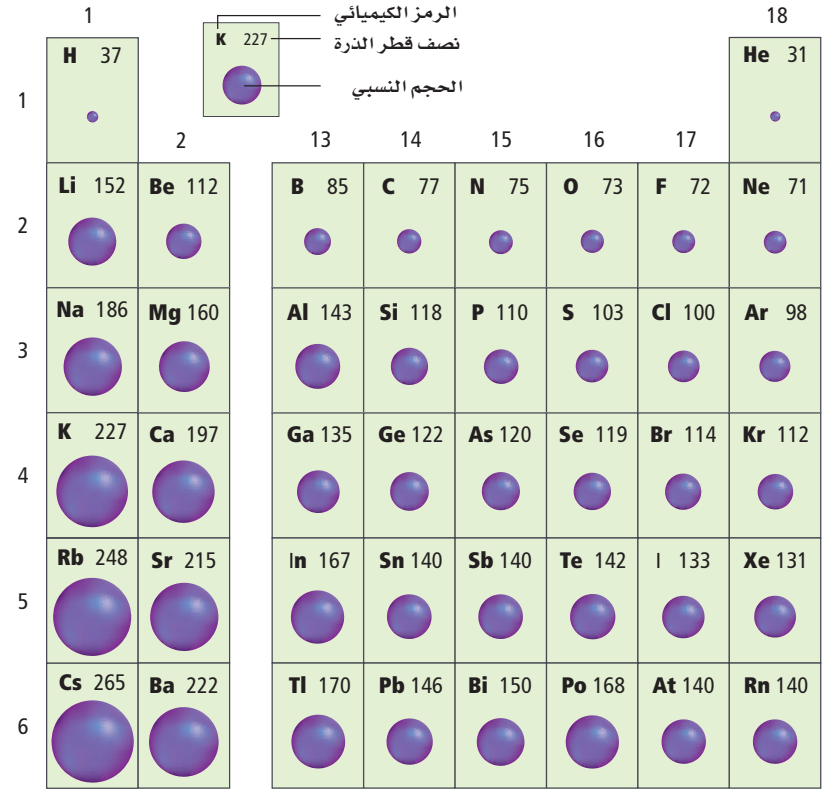
يتغير العديد من خواص العناصر بشكل متوقع، ويعرف ذلك التغير بالنمط، وهذا ما يحدث عند الانتقال عبر الدورة، أو بالتحرك إلى أسفل المجموعة. إن حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني. ويعرف الحجم الذري بمقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها. ولأن طبيعة الذرة المجاورة تختلف من مادة إلى 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 7–2**. أما بالنسبة للعناصر التي توجد على شكل جزيئات – مثل اللافلزات – فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين الأنوية المتطابقة والمتحدة كيميائيًّا بروابط فيما بينها. ويوضح **الشكل 7–2** نصف قطر جزيء ثنائي الذرة مثل الهيدروجين H_2.

الشكل 7-2 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.



$1\ pm = 10^{-12}\ m$



الشكل 2-8 تتغير أنصاف أقطار العناصر المثالية والمحسوبة بالبيكوميتر (10^{-12}m) عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وإلى أسفل المجموعة.

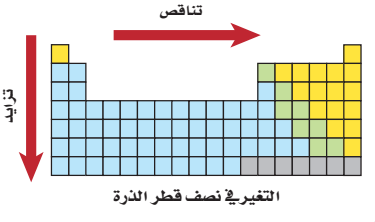
استنتج لماذا يزداد نصف القطر كلما انتقلنا من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة؟

تدرج خواص العناصر عبر الدورات يتناقص في الغالب نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة إلى يمينها. وسبب هذا التغير – كما في **الشكل 8–2** – هو زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسة في الدورة ثابتًا. ولكل عنصر متعاقب بروتون وإلكترون إضافيان، ويضاف الإلكترون الجديد إلى مستوى الطاقة الرئيسي نفسه. وعند الانتقال عبر الدورة لا توجد إلكترونات إضافية بين إلكترونات التكافؤ والنواة. وحيث لا يزداد حجب إلكترونات التكافؤ عند الزيادة في شحنة النواة، تقوم شحنات النواة بجذب إلكترونات المستويات الخارجية لتصبح أقرب إلى النواة.

ماذا قرأت؟ ناقش كيف أن بقاء مستوى الطاقة الرئيسي دون تغير عبر الدورة يفسّر نقصان نصف القطر عبر تلك الدورة.

تدرج خواص العناصر عبر المجموعات يزداد في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال إلى أسفل في المجموعة. كما تزداد شحنة النواة وتضاف الإلكترونات إلى مدارات في مستويات طاقة رئيسية أعلى. ومع ذلك، فإن الزيادة في شحنة النواة لا تجذب الإلكترونات الخارجية نحو النواة لتجعل حجم الذرة أصغر. فعند الانتقال إلى أسفل المجموعة، يزداد حجم المستويات الخارجية مع زيادة رقم المستوى الرئيسي، وبذلك تصبح الذرة أكبر. إن زيادة حجم المستويات يعني أن الإلكترونات الخارجية تكون على مسافة أبعد من النواة. ويقلل ازدياد هذه المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. كما تقوم المستويات الإضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية بحجب هذه الإلكترونات عن النواة. ويلخص **الشكل 9–2** هذه التغيرات عبر الدورة والمجموعة.

الشكل 2-9 ينقص نصف القطر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، ويزداد كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة.



مثال 2–2

فسر اتجاه التغير 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 الصورة في **الشكل 8–2**، وفسر إجابتك حسب اتجاه التغير في أنصاف الأقطار.

1 تحليل المسألة

لديك 4 عناصر، حدد أولاً رقم كل من المجموعة والدورة التي يشغلها كل عنصر، ثم استخدم نمط التغير العام لنصف القطر لتحديد أي العناصر نصف قطر ذرته هو الأكبر.

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: F، و C، وBe، وLi.

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 8–2** نتحقق من الإجابة.

مسائل تدريبية

أجب عن الأسئلة الآتية مستعينًا بمعرفتك بأنماط التغير في نصف قطر الذرة عبر الدورة والمجموعة؛ ولا تستخدم قيم نصف قطر الذرة في الشكل 8–2 عند الإجابة عن هذه الأسئلة.

21. أي العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنيسيوم Mg، أو السيليكون Si، أو الكبريت S أو الصوديوم Na؟ وأيها له أصغر نصف قطر؟

22. يبين الشكل المجاور عناصر الهيليوم، والكريبتون والرادون. أي منها يمثل عنصر الكريبتون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟

23. هل يمكن تحديد أيّ العنصرين المجهولين له أكبر نصف قطر إذا علمت فقط أن العدد الذري لأحدهما أكبر 20 مرة من الآخر؟ فسّر إجابتك

24. تحدٍّ حدّد أي العنصرين، في كل زوج مما يلي، له أكبر نصف قطر:

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

الشكل 2-10

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 كسب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيونات. ولأن الإلكترونات سالبة الشحنة فإن الذرات تكتسب شحنة إضافية عندما تكتسب إلكترونات أو تفقدها. لذا فالأيون ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

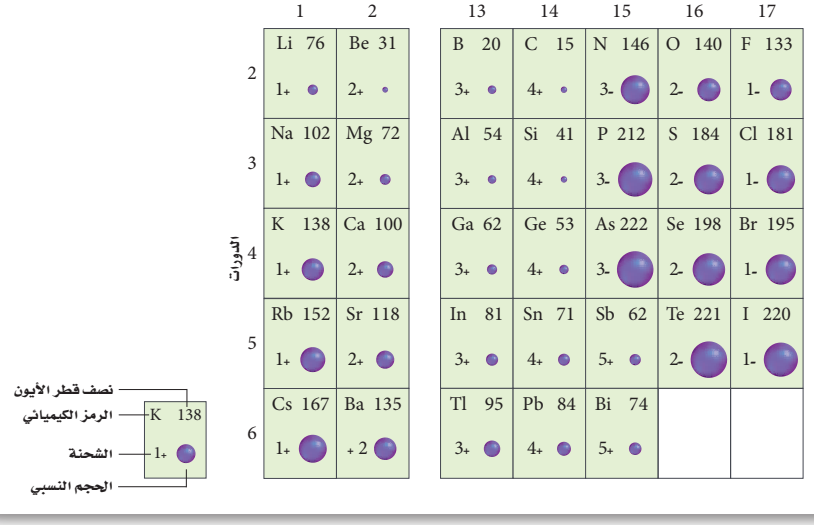
عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكوّن أيونًا موجبًا يصغر حجمها. ويُعزى ذلك إلى عاملين: أولهما أن الإلكترون الذي تفقده الذرة غالبًا ما يكون إلكترون تكافؤ. وينتج عن فقدانه مدار خارجي فارغ، مما يسبب نقصان نصف القطر. ثانيًا: يقلّل التنافر الكهروستاتيكي بين ما تبقى من الإلكترونات بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.

عندما تكتسب الذرة إلكترونات وتكوّن أيونات سالبة يزداد حجمها؛ لأن إضافة إلكترون إلى الذرة يولّد تنافرًا كهروستاتيكيًّا أكبر مع إلكترونات المستويات الخارجية، ويدفعها بقوة نحو الخارج. وينتج عن زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية زيادة في مقدار نصف القطر. **فالشكل 2–10a** يوضح كيف يقل نصف قطر ذرة الصوديوم عندما تكوّن أيونًا موجبًا، كما يوضح **الشكل 2–10b** كيف يزيد نصف قطر ذرة الكلور عندما تكوّن أيونًا سالبًا.

تدرج خواص العناصر عبر الدورات يوضح **الشكل 2–11** أنصاف أقطار معظم العناصر المثالية. لاحظ أن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكوّن أيونات موجبة أصغر

المختبر الافتراضي

استخدم خزانة المختبر للتعرف والمقارنة بين خواص العناصر الفلزية واللافلزية.



الشكل 2-11 يوضح نصف القطر الأيوني للعناصر المثالية مقيسًا بوحدة pm (10^{-12}m).

فسر لماذا يزداد نصف قطر الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل المجموعة؟

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، يتناقص حجم الأيون الموجب. وعند المجموعة 15 أو 16، يتناقص حجم الأيون السالب الأكبر أيضًا تدريجيًّا.

تدرج خواص العناصر 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 12–2** اتجاه التغير في نصف قطر الأيونات عبر المجموعات والدورات.

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 في الحالة الغازية. فمثلاً نحتاج إلى 8.64×10^{-19} J لانتزاع إلكترون من ذرة الليثيوم في الحالة الغازية. وتسمى الطاقة التي يحتاج إليها إزالة أول إلكترون من الذرة بطاقة التأين الأولى. لذا، فطاقة التأين الأولى لليثيوم هي 8.64×10^{-19} J. كما ينتج عن فقدان الإلكترون تكوين أيون Li^+. ويبين **الشكل 13–2** طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات من 1 إلى 5.

ماذا قرأت؟ عرّف طاقة التأين.

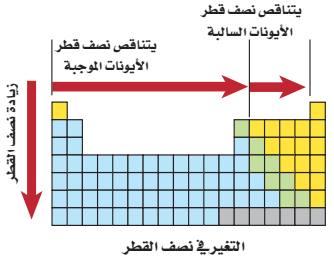
فكّر في طاقة التأين على أنها إشارة إلى مدى قوة تمسُّك نواة الذرة بإلكترونات التكافؤ التابعة لها. لذا تشير طاقة التأين الكبيرة إلى أن قوة تمسك النواة بهذه الإلكترونات كبيرة أيضًا. ولذا لا تميل الذرات التي قيم طاقة تأينها عالية إلى تكوين الأيونات الموجبة. فعلى سبيل المثال، لطاقة تأين الليثيوم المنخفضة أهمية في صنع بطاريات الحاسوب؛ فسهولة خسارة الإلكترونات يساعد البطارية على إنتاج قدرة كهربائية أكبر.

عمليًا ومن خلال **الشكل 13–2**، يوجد اضطراب في تدرج طاقة التأين في كل دورة: مثلا في الدورة الثانية، طاقة التأين للبورون B أقل من طاقة التأين للبريليوم Be، وهو عكس المنتظر. ويعزى هذا إلى أن العنصر الذي يمتلك مدار تكافؤ ممتلئا أو نصف ممتلئ وهو Be يكون في حالة استقرار كبيرة ويصعب نزع الإلكترون منه – لأن هذه العملية ستُفقده هذا الاستقرار. نفس الملاحظة للنيتروجين N الذي له طاقة تأين أكبر من الذي يليه O– ويعاد هذا الاضطراب في كل الدورات مثلا بين Al و Mg .....

اختبار الرسم البياني

صف اتجاه التغير في طاقة التأين الأولى خلال المجموعة.

الشكل 12-2 يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر أيون الذرة.



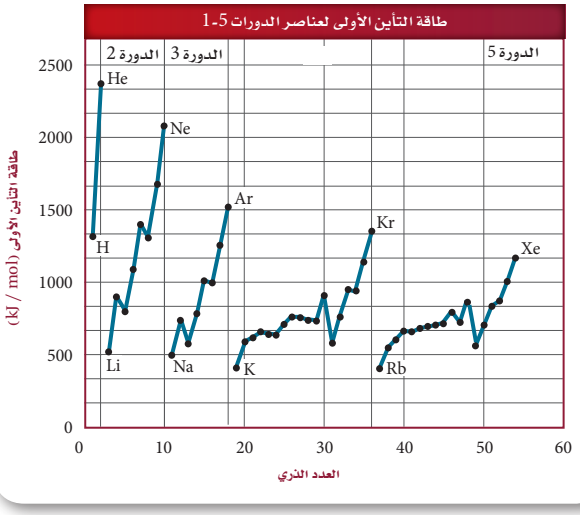
الكيمياء الخضراء

قضايا بيئية

ابحث عن الفائدة الإقتصادية لاستخدام الليثيوم في البطارية وكيف يمكن التخلص من النفايات التي يخلفها هذا المنتج وذلك لحماية البيئة.

بطارية الليثيوم

الشكل13-2 يوضح طاقة تأين عناصر الدورات من 1 إلى 5 مقارنة بالعدد الذري لها.



تُمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة في الرسم الموضح في **الشكل 13–2** 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 تكون أيونات في أغلب الأحيان؛ حيث إن التوزيع الإلكتروني المستقر لهذه العناصر يحد من نشاطها الكيميائي.

انتزاع أكثر من إلكترون يمكن انتزاع إلكترونات إضافية بعد انتزاع الإلكترون الأول من الذرة. وتسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثانٍ من أيون أحادي الشحنة الموجبة بطاقة التأين الثانية، وتُسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة طاقة 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) أكثر 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.

الكيمياء من 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.

الجدول 5-2 طاقات التأين لعناصر الدورة 2

رمز العنصر	إلكترونات 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

تدرج خواص العناصر عبر الدورات تزداد طاقة التأين الأولى عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة نفسها. وتُنتج كما في **الشكل 13–2**، و**الجدول 5–2** الزيادةُ في شحنة النواة لكل عنصر زيادةً في قوة التمسك بإلكترونات التكافؤ.

تدرج خواص العناصر عبر المجموعات تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال 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 14–2**.

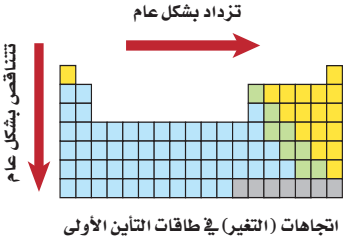
قاعدة الثمانية عندما تخسر ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ الوحيد لديها لتنتج أيون صوديوم +1 يتغير التوزيع الإلكتروني لها على النحو الآتي:

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 قاعدة الثمانية. تنص **قاعدة 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 لأفلاك s و p الممتلئة بالإلكترونات تكون في حالة استقرار. 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. بينما – وبطريقة مشابهة – تفقد العناصر التي على الجانب الأيسر الإلكترونات لتنتج أيونات موجبة.

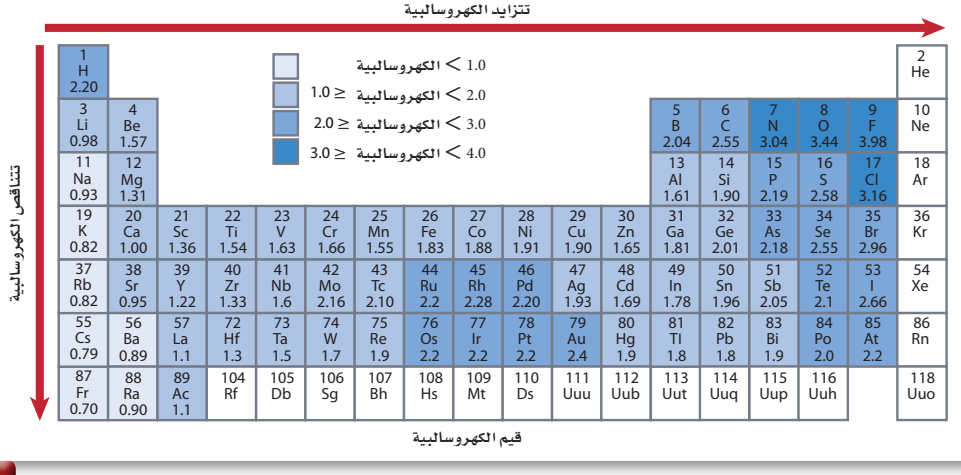
الشكل 14-2 تزداد طاقة التأين عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.



الكهروسالبية Electronegativity

تعرف **الكهروسالبية** على أنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية. يبين **الشكل 15–2** أن الكهروسالبية تقل عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، وتزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

ويمكن تمثيل الكهروسالبية بأرقام تبدأ بالرقم 3.98 أو أقل، والتي أُطلق عليها اسم 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.



الشكل 15-2 يوضح قيم الكهروسالبية لمعظم العناصر المعطاة بوحدات "باولنج".

استنتج لماذا لم يتم وضع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟

المختبر الصغير

رتب العناصر

هل تستطيع إيجاد النمط؟

الخطوات

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. اصنع مجموعة من بطاقات العناصر من واقع الجدول الموجود عن اليسار.
3. رتب البطاقات حسب زيادة الكتلة وضعها في جدول.
4. ضع كل بطاقة حسب خواص العنصر، واترك فراغات عند الضرورة.

التحليل

1. **صمم جدولاً** أعدّ قائمة بأسماء العناصر.
2. **صف** التغير في اللون عبر الدورة وأسفل المجموعة، كما في الجدول الجديد.
3. **صف** التغير في الكتلة عبر الدورة وأسفل المجموعة كما في الجدول الجديد، وفسر موقع أي من العناصر الذي لا ينسجم مع تسلسل التغير في الخواص

الرمز	الكتلة (g)	الحالة	اللون
Ad	52.9	صلب	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

4. **توقع** وجود عنصر غاز فوشيا Ph جديد. وما مدى مقدار كتلة Ph؟
5. **توقع** خواص العنصر الذي سيشغل آخر فراغ في الجدول.

تقويم الدرس 2-2

الخلاصة

- تتناقص أنصاف أقطار الأيونات من اليسار إلى اليمين عبر الدورات، وتتزايد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تزداد طاقة التأين من اليسار إلى اليمين عبر الدورات وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تنص قاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تخسرها، أو تتشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تزداد الكهروسالبية من اليسار إلى اليمين عبر الدورة وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.

25. **الفكرة الرئيسة** **فسر** العلاقة بين التغير في أنصاف أقطار الذرات عبر الدورات والمجموعات والتوزيع الإلكتروني.
26. **بين** أيهما له أكبر قيمة لكل مما يأتي: الفلور أم البروم:
    a. الكهروسالبية
    b. نصف قطر الأيون
    c. نصف قطر الذرة
    d. طاقة التأين
27. **فسر** لماذا نحتاج إلى طاقة لإزالة الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم أكبر من الطاقة اللازمة لإزالة الإلكترون الرابع من ذرة الكربون؟
28. **احسب** جد الفرق في الكهروسالبية، نصف قطر الأيون، نصف قطر الذرة، وطاقة التأين الأولى للأكسجين والبيريليوم.
29. **التمثيل بالرسوم البيانية وقراءتها** مثّل بالرسم البياني العلاقة بين نصف قطر الذرة للعناصر المثالية في الدورات 2، و3، و4 مقابل العدد الذري لها، صل النقاط الخاصة بعناصر الدورة الواحدة بعضها ببعض لتحصل على ثلاثة منحنيات منفصلة في الجدول. ثم **لخص** أنماط التغير لنصف قطر الذرات، كما هو في الرسم البياني. فسر إجابتك.

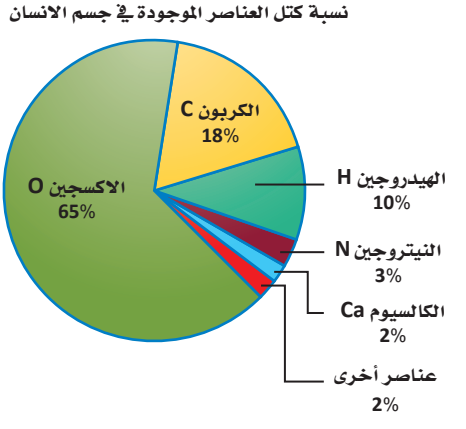
عناصر جسم الإنسان

كلما أكل الإنسان أو تنفس يأخذ جسمه العناصر التي يحتاج إليها لأداء واجباته بصورة طبيعية. ولهذه العناصر خواصها المحددة؛ اعتمادًا على موقعها في الجدول الدوري. ويوضح **الشكل 1** النسبة المئوية لكتلة تركيب الخلايا من العناصر في جسم الإنسان.

الأكسجين يوجد في جسم الإنسان البالغ ما يزيد على 14×10^{27} ذرة من الأكسجين. وقد يموت الإنسان خلال دقائق معدودة، إذا لم يُزوّد الدم بالأكسجين بصورة دائمة.

الكربون يكون الكربون روابط قوية بين ذراته وذرات العناصر، ومنها الأخرى، كما يكون سلاسل طويلة تعد الهيكل العظمي الضروري للمركبات العضوية، ومنها الكربوهيدرات، والبروتينات والدهون. كما يعتمد جزيء DNA الذي يحدد المعالم الفيزيائية 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 جدًّا. ولا يحتاج جسم الإنسان إلى الهيدروجين في حالته العنصرية فقط، ولكن من خلال العديد من المركبات الضرورية ومنها الماء. ويعد – الهيدروجين بالإضافة إلى الأكسجين والكربون – جزءًا مهمًّا في تركيب الكربوهيدرات والمركبات العضوية التي يحتاج إليها الجسم للحصول على الطاقة.



الشكل 1 يتكون جسم الإنسان من العديد 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 ضروريًّا للجسم. ولا تستطيع العظام والأسنان النمو دون التزود المستمر بالكالسيوم. وعلى الرغم من أن الكبريت يكوّن أقل من 1% من كتلة الجسم إلاّ أنه مركب 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 المعلبات فقط؟ ما أهمية هذه العناصر على الرغم من تواجدها بكميات قليلة؟ ناقش هذه القضية مع زملائك في الصف.

* للاطلاع فقط

مختبر الكيمياء

العناصر المثالية

الخلفية: يمكنك ملاحظة العديد من العناصر المثالية، ثم تصنيفها والمقارنة بين خواصها. تسمى عملية تعرف خواص العناصر بالكيمياء الوصفية.

سؤال: ما النمط الذي تتغير به خواص العناصر المثالية؟

المواد والأدوات اللازمة

أنابيب قابلة للإغلاق
سدادات أنابيب اختبار، وأطباق بلاستيكية تحوي كميات قليلة من العناصر.

جهاز توصيل	مخبار مدرج 10 ml
حمض الهيدروكلوريك تركيزه 1.0 M	ملعقة صغيرة
6 أنابيب اختبار	قلم للكتابة على الزجاج
حامل أنابيب اختبار	قلم رصاص

إجراءات السلامة

تحذير لا تفحص المواد الكيميائية بتذوقها. وحمض الهيدروكلوريك ذو التركيز 1 M ضار بالعين والملابس. كما أن العينات الصغيرة من المواد الهشة تتحطم إلى قطع صغيرة حادة.

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج 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، وسيصبح العنصر مسطحًا إذا كان قابلاً للطرق. أما إذا كان العنصر هشًّا فسيتكسر إلى قطع صغيرة، ثم دوِّن ملاحظاتك.
4. حدد أي العناصر موصل للكهرباء باستخدام جهاز التوصيل، ثم نظف الأقطاب بالماء، وجففها قبل فحص كل عنصر.
5. اكتب الرمز الكيميائي لكل عنصر في الكيس البلاستيكي على كل أنبوب اختبار، ثم أضف 5 ml من الماء إلى كل أنبوب اختبار باستخدام المخبار المدرج.
6. استخدم الملعقة الصغيرة لوضع كمية صغيرة من كل عنصر في أنبوب الاختبار الخاص به. وأضف مقدار 5 ml من حمض الهيدروكلوريك HCl إلى كل أنبوب اختبار باستخدام المخبار المدرج، ثم راقب كل أنبوب اختبار مدة دقيقة، واعلم أن الفقاعات تشكل 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، 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** 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 المثالية من المجموعة 1 إلى 17. بالاعتماد على الجدول الدوري في هذا الفصل والنتائج التي حصلت عليها، وسجل نوع العناصر التي قمت بملاحظتها من خلال التجربة وحدد مواقعها في مخطط الجدول الدوري الذي أعددته.
5. **استنتج** صف اتجاهات التغير في خواص العناصر التي لاحظتها في التجربة.

الفكرة العامة يتيح التدرج في خواص العناصر معرفة الخواص الفيزيائية والكيميائية لها.

2-1 تصنيف العناصر

الفكرة الرئيسة رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات حسب توزيعها الإلكتروني.

- تدرج الخواص

المفاهيم الرئيسة

- يعني التدرج في خواص العناصر أن الصفات الكيميائية والفيزيائية تتكرر عند ترتيب العناصر تصاعديًّا حسب أعدادها الذرية.
- يرتب الجدول الدوري العناصر في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتكون العناصر ذات الخواص المتشابهة في المجموعة نفسها.
- يحتوي الجدول الدوري على أربع فئات هي s,p,d,f.
- لعناصر المجموعة الواحدة خواص كيميائية متشابهة.
- يكون رقم مجموعة العنصر في المجموعتين 1 و2 مساويًا عدد إلكترونات تكافؤ العنصر.
- يكون رقم مستوى طاقة إلكترونات التكافؤ مساويًا لرقم دورة العنصر.

2-2 تدرج خواص العناصر

الفكرة الرئيسة يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان الإلكترونات أو اكتسابها.

المفردات

- طاقة التأين
- قاعدة 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 من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعة.
- تنص قاعدة 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.

2-1

إتقان المفاهيم

30. وضح الخطأ في الجدول الدوري لمندليف.

31. وضح مساهمة قاعدة الثمانيات لنيولاندز في تطور الجدول الدوري.

32. أعدّ كل من لوثر ماير وديمتري مندليف جداول دورية متشابهة في عام 1869م. فلماذا حظي مندليف بسمعة أكبر عن الجدول الدوري الذي أعدّه؟

33. ما المقصود بتدرج خواص العناصر؟

34. **المنتجات المنزلية** ما أوجه التشابه في الخواص الكيميائية بين كل من الكلور الذي يستخدم في تبييض الملابس واليود الذي يضاف إلى ملح الطعام؟ فسر إجابتك.

35. ما علاقة مستوى طاقة إلكترون التكافؤ برقم دورة العنصر في الجدول الدوري؟

36. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من الغازات النبيلة؟

37. ما الفئات الأربع الرئيسة في الجدول الدوري؟

38. ما التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا؟

39. فسر كيف يمكن أن يحدد توزيع إلكترونات التكافؤ موقع الذرة في الجدول الدوري.

40. اكتب التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي ينطبق عليه الوصف الآتي:

a. عنصر موجود في المجموعة 15، وغالبًا ما يكون جزءًا من مساحيق التجميل.

b. هالوجين في الدورة 3، ويكون جزءًا من منظفات الملابس، ويستخدم في صناعة الورق.

c. فلز انتقالي يكون في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة، ويستخدم أحيانًا في مقاييس درجة الحرارة .

41. حدد المجموعة، والدورة والفئة للعناصر الآتية:

a. $[Kr]\,5s^2\,4d^1$

b. $[Ar]\,4s^2\,3d^{10}\,4p^3$

c. $[He]\,2s^2\,2p^6$

d. $[Ne]\,3s^2\,3p^1$

42. عنصران في المجموعة نفسها، فهل يكون نصف قطر ذرة العنصر الذي له عدد ذري أكبر، أصغر أم أكبر من نصف قطر ذرة العنصر الآخر؟

43. 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

44. **النقود** تسمى إحدى مجموعات العناصر الانتقالية بمجموعة النقود. إذ كانت معظم قطع النقود المعدنية مصنعة من عناصر هذه المجموعة فما رقم هذه المجموعة؟ وما العناصر التي تنتمي إليها وما زالت مستخدمة في صناعة النقود حتى الآن؟

45. هل توجد إلكترونات تكافؤ لجميع عناصر المجموعة 17 في مستوى الطاقة الرئيسي نفسه؟ فسر إجابتك.

46. تقع إلكترونات تكافؤ العناصر الانتقالية في أفلاك أكثر من مستوى طاقة، ولكن إلكترونات التكافؤ للعناصر المثالية تقع في أفلاك من مستوى طاقة واحد. وضح ذلك بمثال مستخدمًا التوزيع الإلكتروني لأحد العناصر الانتقالية وأحد العناصر المثالية.

إتقان حل المسائل

47. **الألعاب النارية** يُكسب فلز الباريوم الألعاب النارية اللون الأخضر. اكتب التوزيع الإلكتروني للباريوم وصف موقعه من حيث المجموعة، والدورة والفئة في الجدول الدوري.

48. **السماعات** تستخدم المغانط المصنوعة من فلز النيوديميوم في صناعة سماعات الستيريو؛ لأنها قوية وخفيفة. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر. أين يقع في الجدول الدوري؟

تقويم الفصل 2

49. علب الصودا التوزيع الإلكتروني للفلز المستخدم في صناعة علب الصودا هو $[Ne]\,3s^2\,3p^1$، تعرّف هذا الفلز وحدّد رقم مجموعته، ودورته، وفئته في الجدول الدوري.

50. 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	$[Kr]5s^24d^{10}$
2	1		$[He]2s^1$

2-2

إتقان المفاهيم

51. ما طاقة التأين؟

52. يشكل عنصر ما أيونًا سالبًا عند التأين. فأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.

53. أيّ العناصر الآتية؛ الماغنيسيوم أم الكالسيوم أم البريليوم، نصف قطر أيونه أكبر؟ وأيها نصف قطر أيونه أصغر؟ وما الخاصية التي تفسر ذلك؟

54. فسر لماذا تزداد طاقة التأين للعناصر المتتالية في الجدول الدوري عبر الدورة؟

55. كيف يمكن مقارنة نصف قطر أيون اللافلز بنصف قطر الذرة؟ فسر.

56. فسر لماذا يقل نصف قطر الذرة كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة؟

57. حدّد أي العنصرين له أكبر طاقة تأين في كل من الأزواج الآتية؟

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

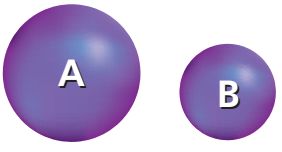
58. فسر قاعدة الثمانية. لماذا لا يتبع غازَا الهيدروجين والهيليوم هذه القاعدة؟

59. استخدم **الشكل 16–2** للإجابة عن الأسئلة الآتية. فسّر إجابتك.

a. إذا كانت A تمثل أيونًا، و B تمثل ذرة للعنصر نفسه. فهل يكون الأيون موجبًا أو سالبًا؟

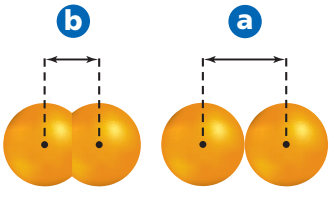
b. إذا كان A و B يمثلان نصفي قطر الذرة لعنصرين في الدورة نفسها، فما ترتيبهما؟

c. إذا كان A و B يمثلان نصفي قطري أيونين لعنصرين في المجموعة نفسها، فما ترتيبهما؟



الشكل 16–2

60. يمثل **الشكل 17–2** طريقتين لتعريف نصف قطر الأيون، صف كل طريقة، واذكر متى تستخدم كل منهما؟



الشكل 17–2

61. 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

62. العبوّات الرياضية تصنع بعض العبوّات الرياضية من مادة اللكسان Lexan، وهي إحدى المواد البلاستيكية التي تحتوي على جزيئات من عناصر الكلور والكربون والأكسجين. رتّب هذه العناصر تنازليًا حسب نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون.

63. العدسات اللاصقة تصنع العدسات اللاصقة المرنة من اتحاد ذرات السيليكون والأكسجين معًا. اعمل جدولاً يحتوي قائمة بالتوزيع الإلكتروني وأنصاف أقطار كل من ذرات وأيونات السيليكون والأكسجين. ثم اشرح أي الذرات تصبح أكبر وأيها تصبح أصغر عند اتحاد السيليكون بالأكسجين؟ ولماذا؟

64. الصناعة المحلية تحتوي بعض المشروبات الغازية الخاصة بتقليل الوزن على المُحلي الصناعي أسبارتيم، وهو مركب يحتوي على الكربون والنيتروجين والأكسجين وذرات أخرى. اعمل جدولاً يوضح نصف قطر الذرة ونصف قطر الأيون لكل من الكربون والنيتروجين والأكسجين. افترض حالة التأين الموضحة في **الشكل 11–2** واستخدم الجدول الدوري للتنبؤ بما إذا كانت حجوم ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين تتزايد أم تتناقص عند تكوين الروابط الكيميائية في الأسبارتيم.

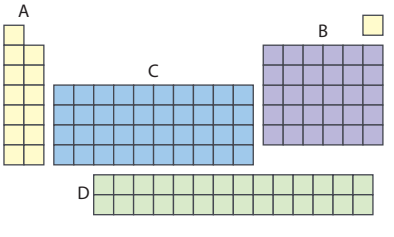
مراجعة عامة

65. عرّف الأيون.

66. اشرح لماذا لا يمكن قياس نصف قطر الذرة بطريقة مباشرة.

67. ما شبه الفلز في الدورة 2 من الجدول الدوري، الذي يكون جزءًا من مركب يستعمل لإزالة عسر الماء؟

68. أيهما أكثر كهروسالبية: عنصر السيزيوم في المجموعة 1 المستخدم في مصابيح الأشعة تحت الحمراء، أم البروم وهو الهالوجين المستخدم في مركبات مقاومة الحريق؟ ولماذا؟ يوضح **الشكل 18–2** أقسام الجدول الدوري. سمّ كل قسم من الجدول الدوري، واشرح الخواص المشتركة بين عناصر كل قسم.



الشكل 18–2

69. أي عنصر في الأزواج الآتية له كهروسالبية أعلى:

a. As أو K

b. Sb أو N

c. Be أو Sr

70. فسر لماذا تمتد الفئة s من الجدول الدوري على عرض مجموعتين، والفئة p على عرض 6 مجموعات، والفئة d على عرض 10 مجموعات؟

71. لماذا تختلف معظم قيم الكتل الذرية في جدول مندليف عن القيم الحالية؟

72. رتب عناصر الأكسجين والكبريت والتيلريوم والسلينيوم تصاعديًّا حسب نصف قطر الذرة. وهل يعد ترتيبك مثالا على تدرج الخواص في المجموعة أم في الدورة؟

73. الحليب يعد العنصر ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]\,4s^2$ من أهم المعادن الموجودة في الحليب. وحدد المجموعة والدورة والفئة لهذا العنصر في الجدول الدوري.

74. لماذا لا توجد عناصر من الفئة p في الدورة الأولى؟

75. المجوهرات ما الفلزان الانتقاليان المستخدمان في صناعة المجوهرات ويقعان في المجموعة 11، ولهما أقل كتلة ذرية؟

76. أيهما له طاقة تأين أكبر: البلاتين العنصر المستخدم في عمل تاج الضروس، أم الكوبلت العنصر الذي يعطي الضوء الأزرق الساطع للفخار؟

التفكير الناقد

77. التطبيق 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؟

78. الرسم البياني واستخداماته يبين **الجدول 8–2** قيم كثافة العناصر في المجموعة 15. ارسم المنحنى البياني للكثافة مقابل العدد الذري، واذكر أي نمط يمكن أن تلاحظه للخواص.

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
البيسموث	83	9.78

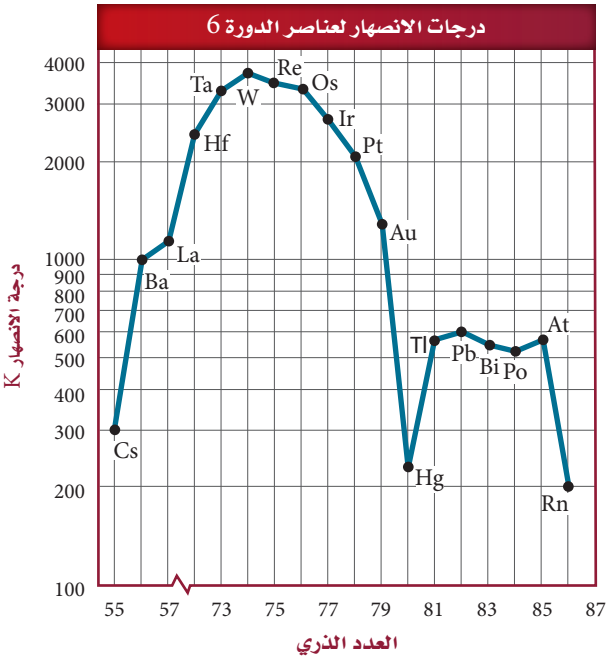
79. التعميم يعبر الرمز ns^1 عن التوزيع الإلكتروني للمستوى الخارجي لعناصر المجموعة الأولى، حيث n هو رقم دورة العنصر ومستوى طاقته الرئيسي. اكتب رمزًا مشابهًا لكل مجموعات العناصر المثالية.

80. تعرَّف يعد أحد العناصر المثالية في الدورة 3 جزءًا من المواد الخشنة التي تستعمل على سطح علبة الكبريت. و**الجدول 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

81. تفسير البيانات ورسم المنحنى البياني لدرجات انصهار عناصر الدورة 6 مقابل العدد الذري كما في **الشكل 19–2**. حدّد نمط التغير في درجات الانصهار والتوزيع الإلكتروني للعناصر. ضع فرضية لتفسير هذا النمط.



الشكل 19–2

مسألة تحدٍّ

82. 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، وBe، وLi، وC.، ثم استخدم العلاقة $1eV = 1.6 \times 10^{-19} J$ لتحويل القيم إلى الإلكترون فولت.

مراجعة تراكمية

83. ما العلاقة بين الطاقة التي تنبعث من الإشعاع وتردده؟

84. ما العنصر الذي توزيعه الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ وهو في حالة الاستقرار؟

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

85. الميل الإلكتروني خاصية دورية أخرى. اكتب تقريرًا عن الميل الإلكتروني، وصف تدرجه عبر المجموعة وعبر الدورة.

استخدم الجدول الآتي للإجابة عن السؤالين 86 و87

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		14,85	3660	4620
طاقة التأين الرابعة			25,020	6220
طاقة التأين الخامسة				37,830

86. بين العلاقة التي تربط بين التغير الكبير جدًّا في طاقة التأين وعدد إلكترونات التكافؤ لكل ذرة.

87. توقع أيّ طاقات التأين سوف تظهر أكبر تغير لعنصر الماغنيسيوم؟ فسّر إجابتك.

88. يمكن توقع أن العنصر 118 له خواص تشبه:

a. الفلزات القلوية الأرضية

b. الهالوجين

c. أشباه الفلزات

d. الغاز النبيل

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 الماغنيسيوم 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. ما مجموعة الذرة ذات التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$ في الجدول الدوري، ودورتها، وفئتها؟

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 خامل

4. أي مجموعة يقع فيها العنصر X؟

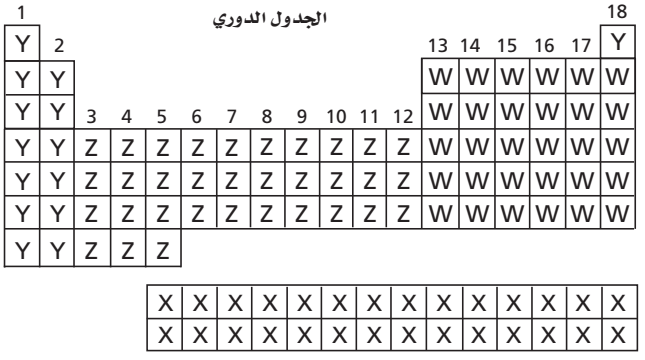
a. 1
b. 17
c. 18
d. 4

5. الفئة التي يقع فيها العنصر Z هي:

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

استعن بالرسم الآتي للإجابة عن السؤالين 6 و 7.

الجدول الدوري



6. أي العناصر له أكبر نصف قطر ذري في دورته ؟

a. W **b.** X **c.** Y **d.** Z

7. أي المستويات الفرعية الآتية توجد فيها إلكترونات العناصر المصنفة (W)؟

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

8. أشباه الفلزات في الجدول الدوري توجد فقط في:

a. الفئة d
b. المجموعات 13 إلى 17
c. الفئة f
d. المجموعتين 1 و2

9. ما المجموعة التي تحتوي على لافلزات فقط؟

a. 1 **b.** 12 **c.** 15 **d.** 18

أسئلة الإجابات القصيرة

ادرس التوزيع الإلكتروني الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

$[Ne]3s^2\ 3p^1$

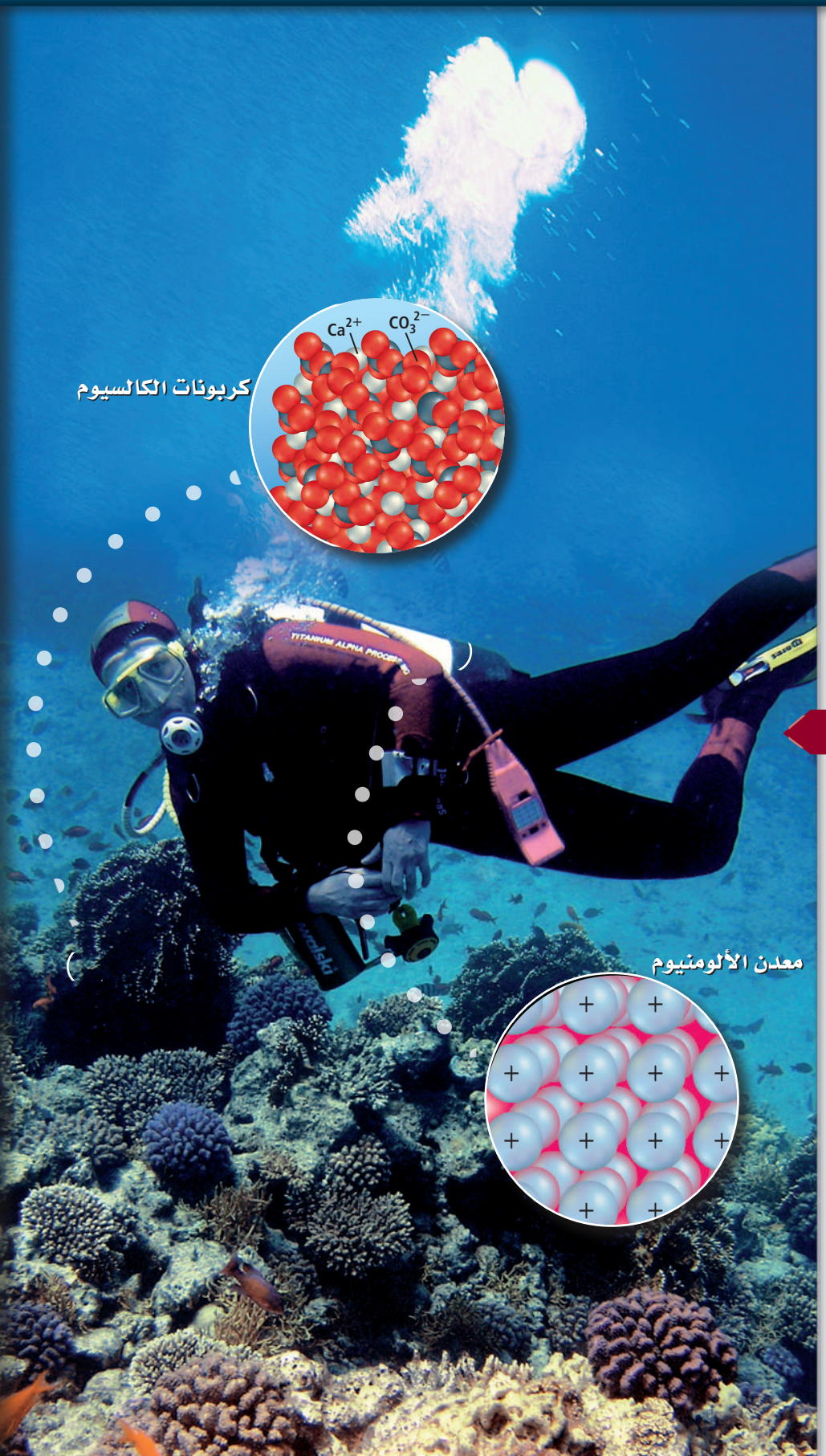
10. ما رقم دورة العنصر في الجدول الدوري؟

11. ما رقم مجموعة العنصر في الجدول الدوري؟

12. ما اسم هذا العنصر؟

الفصل 3

المركبات الأيونية و الفلزات
Ionic compounds and Metals



الفكرة العامة ترتبط الـذرات في المركبات الأيونية مع روابط كيميائية تنشـأ عن تجاذب الأيونات المختلفة الشحنات.

3-1 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتكـون الأيونـات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسـبها لتصـل إلى التوزيـع الإلكتروني الثُّـماني الأكثر استقرارًا، وتتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.

3-2 الروابـط الفلزيـة وخـواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تُكـوّن الفلـزات بلـورات يمكـن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها "سحابة" من إلكترونات التكافؤ حرة الحركة.

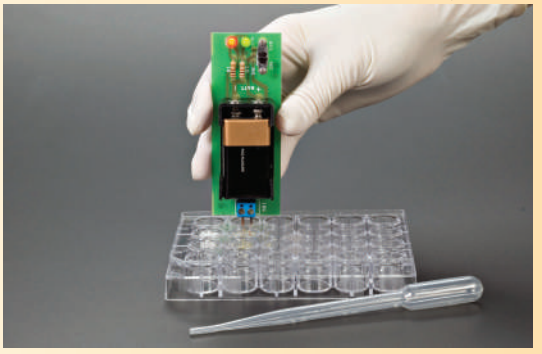
حقائق كيميائية

- يغـوص الغواصون عـادة 40m، في حين أن أكثـر عمق وصلٍ إليـه غواص محترف زاد على 300m قليلاً.
- يحمل الغواصون الأكسجين في أسطوانات معدة لهـذه الغـاية، لذا عليهم اتباع إجراءات خاصـة لتجنـب التسـمم بالأكسـجين، والتخـدير النيتروجـيني.

نشاط استهلالي

ما المركّبات التي توصل الكهرباء في المحاليل؟

لكي توصل المادة التيار الكهربائي يجب أن تحتوي على جسيمات مشحونة قادرة على الحركة بسهولة ويعد التوصيل الكهربائي أحد خواص المواد التي تزودنا ببعض المعلومات عن الروابط.



خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اعمل جدول بيانات لتسجيل ملاحظاتك.
3. املأ إحدى فجوات **طبق التفاعلات** البلاستيكي **بملح الطعام NaCl**.
4. استخدم **الماصة التي تستخدم مرة واحدة** لنقل 1ml من محلول **ملح الطعام NaCl** إلى فجوة أخرى في الطبق نفسه.
5. اغمس أقطاب **جهاز فحص التوصيل الكهربائي** 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 من 3 إلى 5 مستخدمًا **السكر** $C_{12}H_{22}O_{11}$ بدلاً من ملح الطعام.
7. أعد الخطوات من 3 إلى 5 مستخدمًا **الماء المقطر** بدلاً من ماء الصنبور.

تحليل النتائج

1. اعمل جدولاً ودوِّن فيه أسماء المركبات ونتائج تجارب التوصيل الكهربائي.
2. فسر النتائج التي حصلت عليها.

استقصاء صمّم نموذجًا يوضح الاختلاف بين المركبات التي توصل محاليلها التيار الكهربائي والمركبات التي لا توصل محاليها التيار الكهربائي.

بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن يكون قادرًا على:

- توضيح المفاهيم والقوانين والنظريات المتعلقة بحدوث رابطة كيميائية أيونية وفلزية.
- تحديد أنواع الروابط الكيميائية.
- توضيح كيفية تكوين أيون موجب وسالب وحدوث الرابطة الأيونية.
- الربط بين الرابطة الفلزية والخواص المميزة للفلزات.
- تفسير البيانات المستقاة من الاستقصاءات باستخدام الحسابات والرسومات والنماذج وتكنولوجيا الحاسوب.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.moe.gov.bh

الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

Ionic Bonds and Ionic Compounds

الفكرة الرئيسة **تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارًا. وتتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكون مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.**

الربط مع الحياة تخيل أنك ذاهب أنت ومجموعة من الأصدقاء ذاهبون إلى الحديقة لتلعبوا كرة القدم، فوجدتم هناك مجموعة أخرى أكثر عددًا يرغبون اللعب أيضًا. ولتشكيل فريقين متساويين في أعداد اللاعبين لابد أن تفقد إحدى المجموعتين بعضًا من أعضائها، في حين تكتسب المجموعة الأخرى أعضاء جددًا. وهكذا تتصرف 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	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

لذرة الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد في المستوى الفرعي 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 يحدد ذرة الصوديوم ما زال ثابتًا داخل النواة، ولم يتغير.

ماذا قرأت؟ ما عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لذرة مستقرة؟

3–1

تساؤلات جوهرية

- **لماذا** تكون العناصر مركبات؟
- **كيف** تتكون الأيونات الموجبة والسالبة؟
- **ما** العلاقة بين الأيون وتوزيعه الإلكتروني؟
- **كيف** تصف الرابطة الأيونية وبناء المركبات الأيونية؟
- **كيف** تُعمّم قوة الروابط الأيونية اعتمادًا على الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية؟
- **هل** تكوين الرابطة الأيونية تفاعل طارد أو ماص للحرارة؟

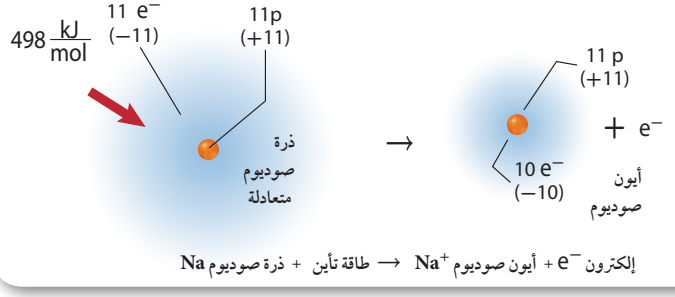
مراجعة المفردات

قاعدة الثمانية: تميل الذرات إلى اكتساب الإلكترونات أو فقدانها أو مشاركتها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.

المركب: اتحاد كيميائي بين عنصرين مختلفين أو أكثر.

المفردات الجديدة

الكاتيون
الأنيون
الرابطة الأيونية
عدد التأكسد
المركبات الأيونية
البلورة
الإلكتروليت
طاقة البلورة



الشكل 3-1 يتكون الأيون الموجب عند فقد الذرة المتعادلة واحدًا أو أكثر من إلكترونات التكافؤ. تحتوي الذرة المتعادلة كهربائيًّا 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 إطلاقها؟

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 والماغنيسيوم 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.

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

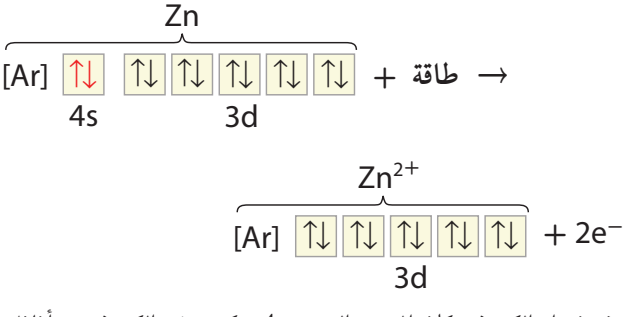
أيونات الفلزات الانتقالية

تذكّر أن مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 . وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة. تقوم ذرات كل عنصر بإضافة إلكترون إلى أحد الأفلاك الفرعية d. وعادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ، لتكوّن أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+. ومن الممكن أيضًا فقدان إلكترونات من الفلك d. لذا تكوّن الفلزات الانتقالية أيونات موجبة ثلاثية الشحنة 3+ أو أكثر حسب عدد إلكترونات الفلك 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 تكوِّن أيونات موجبة ثنائية أو ثلاثية الشحنة.

التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الإلكتروني للغازالنبيل

على الرغم من أن توزيع الإلكترونات الثماني هو التوزيع الإلكتروني للذرة المستقرة، إلاَّ أن هناك يوجد توزيعات أخرى للإلكترونات تزودها ببعض الاستقرار.

فعلى سبيل المثال، تفقد ذرات عناصر المجموعات 14–11 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيًّا ذا أفلاك فرعية مملوءة هي s،p،d. ويبين **الشكل 2–3** التوزيع الإلكتروني لذرة الخارصين على النحو الآتي: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}$. وعند تكون الأيون تفقد ذرة الخارصين إلكترونين من المستوى الفرعي 4s وينتج عنه 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 الفرعي 4s، يتكون توزيع إلكتروني من أفلاك فرعية 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+} توزيعه الإلكتروني شبيه بالتوزيع الإلكتروني للغازالنبيل.

تكوين الأيون السالب Negative Ion Formation

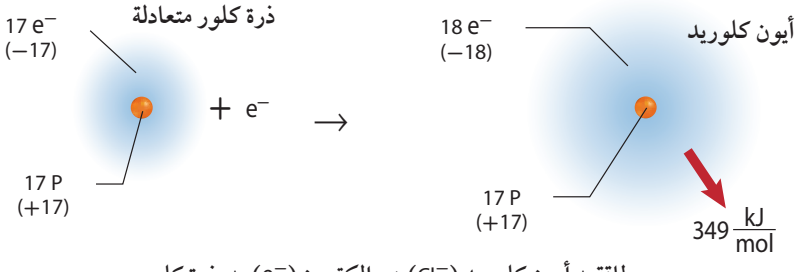
تميل عناصر اللافلزات الموجودة يمين الجدول الدوري إلى اكتساب إلكترونات بسهولة لتحصل على توزيع إلكتروني خارجي مستقر، كما في **الشكل 3–3** . وللحصول على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل تكتسب ذرة الكلور إلكترونًا لتكوّن أيونًا شحنته 1–، ويصبح التوزيع الإلكتروني لأيون الكلوريد بعد اكتساب 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؟

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؟



طاقة + أيون كلوريد (Cl^-) ← إلكترون (e^-) + ذرة كلور

تفقد أو تكتسب بعض ذرات عناصر اللافلزات أعدادًا من الإلكترونات للوصول إلى حالة الثمانية. 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] $ns^2 np^3$	3– عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	[غاز نبيل] $ns^2 np^4$	2– عند اكتساب إلكترونين
17	[غاز نبيل] $ns^2 np^5$	1– عند اكتساب إلكترون واحد

تكوين الروابط الأيونية Formation of Ionic Bonds

مـا الشيء المشـترك بين التفاعلين الظاهرين في **الشـكل 4–3**؟ تتفاعل العنـاصر 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. كما يبين **الشكل 4b–3** التفاعل بين عنصري الماغنيسيوم والأكسجين لتكوين أكسيد الماغنيسيوم MgO.

وعندما تتجاذب الشحنات المختلفة على أيوني الصوديوم والكلوريد يتكون مركب كلوريد الصوديوم. وتسمى القوة الكهروستاتيكية التي تمسك الجسيمات ذات الشحنات المختلفة في المركبات الأيونية **الرابطة الأيونية**. كما تسمى المركبات التي تحتوي على روابط أيونية **المركبات الأيونية**.

الشـحنات وتكوين المركبات الأيونية ما الدور الذي تقوم به شـحنة الأيون في تكوين المركبات الأيونيـة؟ للإجابة عن هذا السـؤال تفحّص طريقة تكوين مركب فلوريد الكالسـيوم. إن التوزيع الإلكتروني لذرة الكالسـيوم هو $[Ar]\ 4s^2$ ، لذا فإنها تحتاج أن تفقد إلكترونين للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لذرة الأرجون .

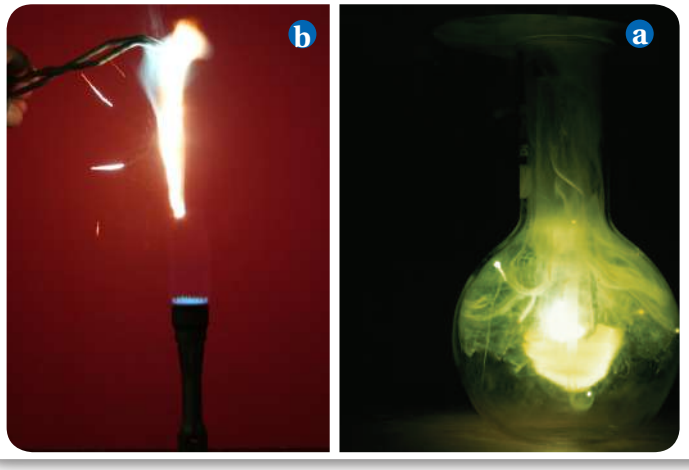
أما التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور فهو $[He]\ 2s^2\ 2p^5$، ويجب أن تكسب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى التوزيـع الإلكتروني المسـتقر لذرة النيـون. ولأن عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسـبة يجب أن يكون متساويًا فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لتكسبا الإلكترونين اللذين فقدتهما ذرة الكالسيوم. وكـما تـرى، فقد أصبحـت الشـحنة النهائيـة في مركب فلوريـد الكالسـيوم CaF_2 تسـاوي صفرًا.

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

ويلخص **الجدول 3–3** طرائق عدة تمثل تكوين المركبات الأيونية، ومنها كلوريد الصوديوم.

يتطلـب تكوين أكسـيد الألومنيوم فقـدان كل ذرة ألومنيـوم ثلاثة إلكترونات، واكتسـاب كل ذرة أكسـجين إلكترونين. وبناءً على ذلك نحتاج إلى ثلاث ذرات من الأكسـجين لتكسب 6 إلكترونات فُقِدَت من ذرتي ألومنيوم لإنتاج مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 المتعادل كهربائيًّا.

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



الشـكل 4-3 يُنتـج كل مـن هـذه التفاعـلات الكيميائية طاقة كبيرة في أثنـاء تكـوين المركبـات الأيـونيـة

a. ينتج عن التفاعل بين عنصـر الصوديوم وغاز الكلور بلورات صلبة بيضاء اللون.

b. ينتـج عن اشتعال شريـط فلز الماغنيسيـوم في الهواء مركب أيوني يسمى أكسيد الماغنيسيوم.

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون أحادي الذرة **بعدد التأكسد**، أو حالة الأكسدة. وكما يبين **الجدول 3–3**، فإن لمعظم الفلزات الانتقالية، وفلزات المجموعتين 13 و 14، أكثر من عدد تأكسد محتمل. وتجدر الإشارة هنا إلى أن أعداد التأكسد الظاهرة في **الجدول 3–3** ليست الوحيدة المحتملة ولكنها الأكثر شيوعًا. أما العناصر المثالية الممثلة في المجموعات 1 و2 و15 و16 و17. فلها عدد تأكسد فقط **الجدول 4–3**.

وعدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة لتكوين الأيون. فمثلا، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا لينتقل إلى ذرة الكلور لتكوين مركب كلوريد الصوديوم، مما ينتج عنه تكوّن Na^+ و Cl^-. لذا فإن عدد تأكسد الصوديوم في المركب هو +1، حيث انتقل إلكترون واحد منها. أما عدد تأكسد ذرة الكلور فهو −1 لأن إلكترونًا واحدًا قد انتقل إليها. **الجدول 5–3**.

يمكن 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 فيجب أن يكون الناتج صفرًا.

ماذا قرأت؟ ما العلاقة بين شحنة الأيون وعدد تأكسده؟

الجدول 3-3 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+}
13	Al^{3+}, Ga^{2+}, Ga^{3+}, In^{+}, In^{2+}, In^{3+}, Tl^{+}, Tl^{3+}
14	Sn^{2+}, Sn^{4+}, Pb^{2+}, Pb^{4+}

الجدول 4-3 أيونات أحادية الذرة

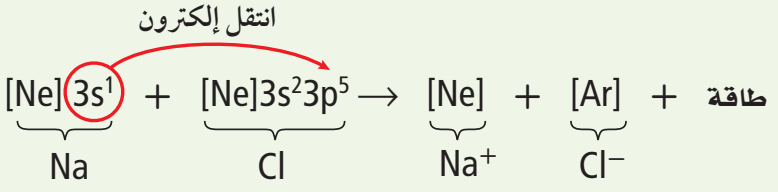
المجموعة	الذرات التي تكوّن الأيونات	شحنة الأيون
1	H, Li, Na, K, Rb, Cs	+1
2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba	+2
15	N, P, As	−3
16	O, S, Se, Te	−2
17	F, Cl, Br, I	−1

الجدول 5-3 تكوين كلوريد الصوديوم

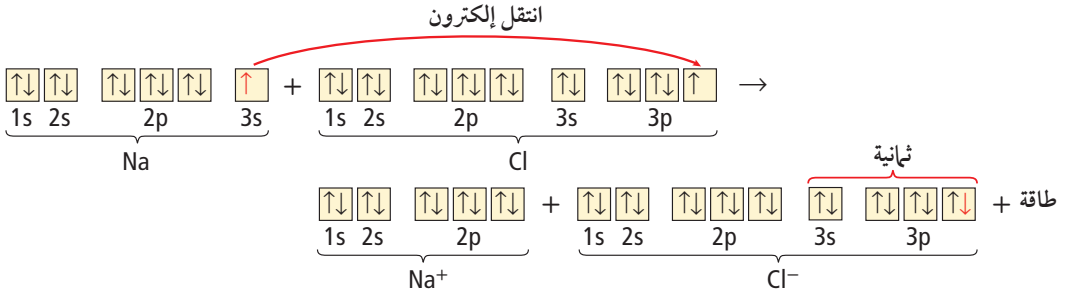
المعادلة الكيميائية

$$Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^- + \text{طاقة}$$

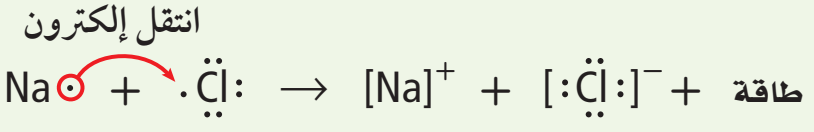
التوزيع الإلكتروني



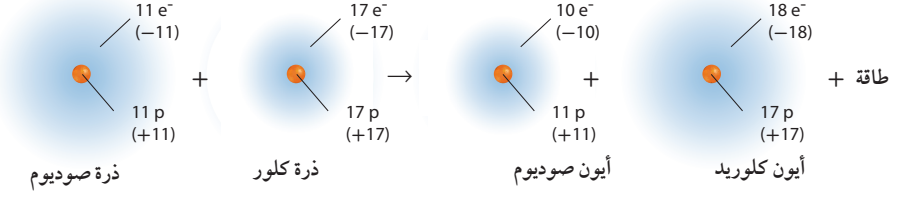
التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات الأفلاك



التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)



النماذج الذرية



مختبر الكيمياء

تحضير مركب أيوني

الخلفية: ستقوم بتحضير مركبين كيميائيين وفحصهما لتحديد بعض خواصهما. 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 الماغنيسيوم (25cm)	بوتقة
حامل الحلقة ومثبت	مثلث خزفي
لهب بنزن	قضيب للتحريك
ملقط بواتق	ميزان يقيس 1/100g
وعاء حجم 100 ml	ماء مقطر
جهاز قياس التوصيل الكهربائي	

إجراءات السلامة

تحذير: لا تنظر مباشرة إلى الماغنيسيوم المشتعل؛ لأن وهج الضوء يؤذي العين. وتجنب حمل المواد الساخنة حتى تبرد.

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. دوّن القياسات كلها في جدول البيانات.
3. ضع الحلقة الدائرية على الحامل على ارتفاع 7cm فوق لهب بنسن، ثم ضع المثلث الخزفي عليها.
4. قس كتلة البوتقة بعد تنظيفها وتجفيفها.
5. لف 25cm من شريط الماغنيسيوم على شكل كروي، ثم قس كتلة شريط الماغنيسيوم والبوتقة معًا.
6. ضع البوتقة على المثلث، وسخنها بوساطة اللهب (يجب أن يكون رأس اللهب قرب البوتقة).
7. أغلق لهب بنزن عندما يبدأ الماغنيسيوم في الاشتعال والاحتراق بشعلة بيضاء ساطعة، ثم دع البوتقة حتى تبرد، وقس كتلة نواتج احتراق الماغنيسيوم والبوتقة.
8. ضع المكونات الصلبة الجافة في الدورق.
9. أضف 10 ml من الماء المقطر إلى الدورق واخلطها، ثم افحص المخلوط بواسطة جهاز الموصلية.
10. **التنظيف والتخلص من النواتج** تخلص من النواتج حسب تعليمات المعلم. نظف البوتقة بالماء، وأعد وضع جميع أدوات المختبر في المكان الصحيح.

حلل واستنتج

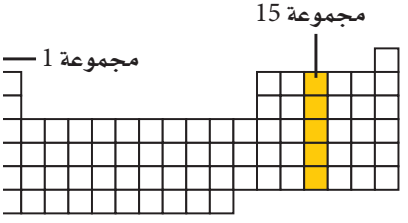
1. **حلل النتائج** احسب كتلة الشريط والنواتج، وسجل قيم الكتل في جدول البيانات.
2. **صنّف** أشكال الطاقة المنبعثة. ماذا تستنتج عن استقرار المواد الناتجة؟
3. **استقراء** هل يتفاعل الماغنيسيوم مع الهواء؟
4. **توقّع** الصيغ الكيميائية للمادتين الناتجتين واكتب اسميهما.
5. **حلّل واستنتج** لون ناتج تفاعل الماغنيسيوم مع الأكسجين أبيض، في حين أن لون ناتج تفاعل الماغنيسيوم مع النيتروجين أصفر. أي هذين المركبين يشكل الجزء الأكبر من الناتج؟
6. **حلّل واستنتج** هل توصل نواتج الماغنيسيوم التيارَ الكهربائي عندما تكون على شكل محلول؟ وهل تؤكد النتائج أن المركبات أيونية؟
7. **حلل مصادر الأخطاء** إذا أظهرت النتائج أن الماغنيسيوم فقد جزءًا من الكتلة بدلاً من أن يكتسبه، فاذكر الأسباب المحتملة لذلك.

الاستقصاء

صمّم تجربة إذا كانت محاليل مركبات الماغنيسيوم موصلة للتيار الكهربائي، فهل تستطيع التأثير في جودة توصيلها للكهرباء؟ وإذا لم تكن موصلة للتيار فكيف تجعلها قادرة على ذلك؟ صمّم تجربة لمعرفة ذلك.

مسائل تدريبية

وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية:

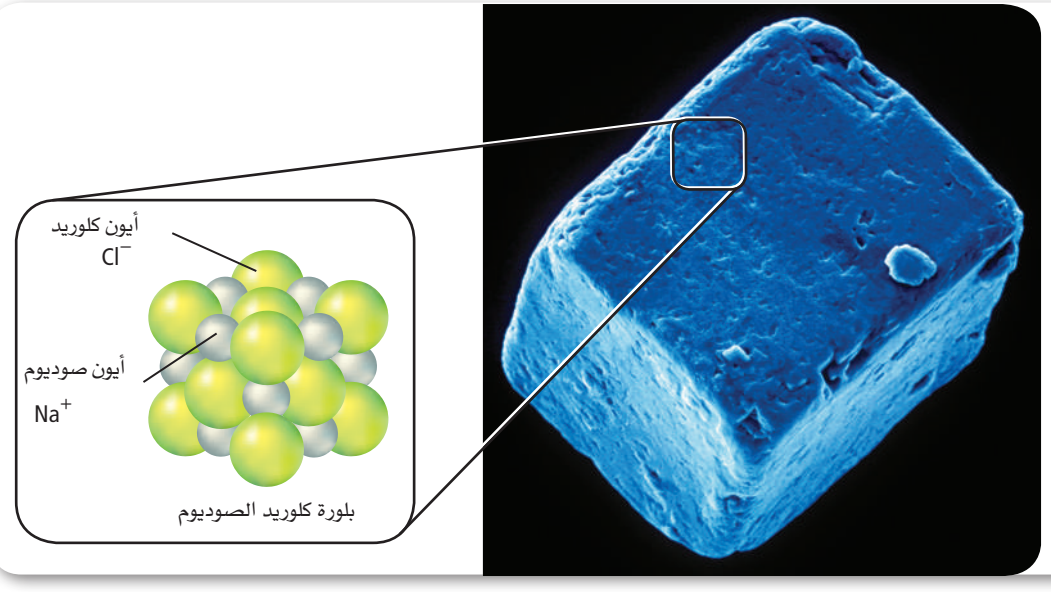


1. الصوديوم والنيتروجين
2. الليثيوم والأكسجين
3. الإسترانشيوم والفلور
4. الألومنيوم والكبريت
5. **تحدّ** وضح كيف يتحد عنصران من عناصر المجموعتين المبينتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟

خواص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds

تفحص نمط ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم، كما تظهر في **الشكل 5–3**، ولاحظ التنظيم الدقيق لشكل البلورة الأيونية، حيث المسافات الثابتة 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؟ وكما يبين **الشكل 5–3**، 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. إذا فحصت بعدسة مكبرة بلورات من ملح الطعام، تُرى، ما شكل هذه البلورات؟

ماذا قرأت؟ فسر ما الذي يحدّد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الكيميائي؟



الشكل 5-3 يظهر المجهر الإلكتروني الماسح شكل بلورة كلوريد الصوديوم المكعبة.

فسّر ما نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة؟

تتكـون البلـورة نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السـالبة. **البلورة** عبارة عن ترتيب هندسي ثلاثي الأبعاد للجسـيمات. يحاط الأيون الموجب بالأيونات السـالبة في البلـورة، كما يحاط الأيون السـالب بالأيونات الموجبة فيها. وتختلـف البلورات الأيونية في شكلها بسبب حجم الأيونات وأعداد الأيونات المترابطة كما في **الشكل 6–3**.

الربط مع علم الأرض المعـادن الموضحة في **الشـكل 6–3** هي بعض الأنـواع القليلة التي يدرسها علماء المعادن. ويستفيد العلماء من العديد من مخططات التصنيف لتنظيم الآلاف مـن المعـادن المعروفة. وتُصنـف هذه المركبات حسـب اللون والشـكل البلـوري والصلابة، والخواص الكيميائية، والمغناطيسـية والكهربائية، والعديد مـن الخواص الأخرى. كما يمكن تعرُّفهـا أيضًـا مـن خـلال أنـواع الأيونات السـالبة المتوافـرة فيها. فعلى سـبيل المثـال، تكون السـيليكات ثلـث المعـادن المعروفة، وهي تلك المعـادن التي تحتوي على أيونات السـيليكات السـالبة الناتجة عن اتحاد السـيليكون مع الأكسـجين. وتحتوي الهاليدات على أيون الفلوريد، والكلوريد، والبروميد واليوديد. وتحتوي أنواع أخرى من المعادن على أيونات البورون السالبة المعروفة باسم البورات وأيونات الكربون والأكسجين، ويطلق عليها اسم الكربونات.

ماذا قرأت؟ حدد أي المعادن في **الشكل 6–3** سيليكات، وأيها كربونات؟

البيرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$

الباريت $BaSO_4$

الأراجونيت $CaCO_3$

الشـكل 6-3 تعـد مركبـات الأراجـونيـت $CaCO_3$ والبـاريـت $BaSO_4$ والبـيـرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ أمثلـة عـلـى خامـات المركبـات الأيونية. وتنتظـم الأيونات التي تتكون منها هـذه المركبات في شبكـة بلورية. ويـؤدي الاختـلاف في حجـم الأيونات وشحناتهـا إلى تكـون بلـورات مختلفة في الشكل.

الشكل 7-3

الروابط الأيونية والفلزية

سـاعدت عدة اكتشـافات متتالية العلماء على فهم خواص المركبـات الأيونية والفلزية، ممـا أدى إلى تصنيع أدوات ومواد جديدة.

1897م تنبأ طومسـون بأهمية دور الإلكترونـات في الروابـط الكيميائية.

1913م يظهر التصوير بأشعة إكس أيونات الصوديـوم وأيونـات الكلوريـد في كلوريـد الصوديوم وترتيبها البلوري المنتظم.

1916م اقـترح جلبرت لويـس نظريـة الترابط بين الـذرات مـن خـلال تبادل الإلكترونات بينها.

1932م سـمح تطوير مقياس الكهروسالبية للعلماء بحساب قوة الجذب النسبية لكل عنصر إلى الإلكترونات.

1940م قام علماء المعادن بتطوير سـبائك تعمل تحت درجات حرارة وضغط مرتفعين وقـوة طرد مركزية عالية. وقد تم اسـتخدام هـذه السـبائك لاحقًـا في تصنيـع محـركات الطائرات النفاثة والمركبات الفضائية.

1900 — 1910 — 1930

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 تكون مقيدة الحركة في حالة المادة الصلبة بسبب قوى الجذب الكبيرة، لذا لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء.

تتغير الحالة بشكل ملحوظ عندما ينصهر المركب الأيوني الصلب ويصبح في الحالة السائلة أو عند ذوبانه في المحلول. حيث تصبح الأيونات، التي كانت مقيدة في أماكنها، قادرة 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 نسبيًّا، لذا تحتاج البلورات الأيونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها. ولهذا السبب تكون درجات انصهارها وغليانها مرتفعة، كما يبين **الجدول 6-3**. ويمتاز الكثير من البلورات -ومنها الأحجار الكريمة- بألوانها الزاهية؛ بسبب وجود بعض فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية.

الجدول 6-3 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

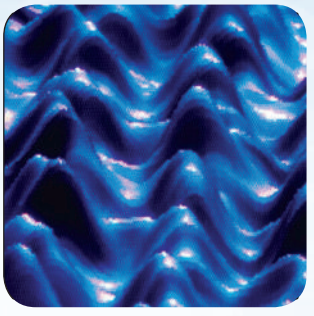
المختبر الافتراضي

صمم تجربة تلاحظ خلالها محاليل لأملاح لمركبات أيونية وحدد الأيونات المكونة لها.

1962م تم اكتشاف سبيكة النيكل والتيتانيوم التي لها "ذاكرة الشكل"؛ لها القدرة على استعادة شكلها بعد تشكيلها، وأحد أهم الاستخدامات الكثيرة لها أنها تستعمل في تقويم الأسنان.

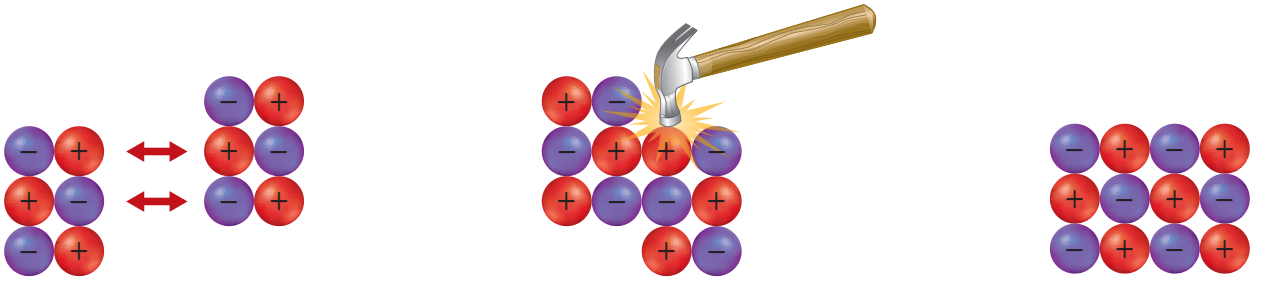
2004م طوّر العلماء سبيكة من النيكل والجادولينيوم لها القدرة على امتصاص النيوترونات المنبعثة من المخلفات النووية، وتستخدم عند نقل الوقود النووي الشديد الإشعاع.

2010 2000 1990 1970



1981م أتاح اكتشاف المجهر الماسح الأنبوبي للباحثين دراسة صور على المستوى الذري وبالأبعاد الثلاثة.

الشكل 8-3 تنجذب الأيونات بعضها نحو بعض بقوة جذب كبيرة، فتثبت في أماكنها، لذا يتطلب قوة أكبر لتتغلب عليها.



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.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع لكلمة (التوصيل)

الاستعمال العلمي: القدرة على تمرير الضوء والحرارة والصوت والكهرباء.
لا توصل المادة الكهرباء جيدًا.

الاستعمال الشائع:
وصّل الشيء إليه أيْ أنهاهُ إليه وأبلغه إياه.

وتمتاز البلورات الأيونية أيضًا بالقوة والصلابة والهشاشة؛ بسبب قوة التجاذب التي تحافظ على الأيونات في أماكنها. وعندما تؤثر قوة خارجية في الأيونات التي تشتمل عليها البلورة، وتكون هذه القوة قادرة على التغلب على قوى التجاذب بين الأيونات فإن البلورة تتفتت إلى أجزاء صغيرة كما في **الشكل 8–3**؛ لأن القوة الخارجية تحرّك الأيونات ذات الشحنات المتشابهة بعضها مقابل بعض، مما يجعل قوة التنافر تفتت البلورة إلى أجزاء صغيرة.

الطاقة والروابط الأيونية Energy and Ionic Bonds

تمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي، فإذا امتصت الطاقة في أثناء التفاعل وُصف التفاعل بأنه ماص للحرارة، أما إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل فيوصف بأنه طارد للحرارة. فعندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة في المركبات الأيونية يتقارب بعضها من بعض لتكون نظامًا أكثر استقرارًا، طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة علمًا بأنه كلما صغر مقدار الطاقة كان المركب أكثر استقرارًا. إذا امتُصَّ مقدار الطاقة نفسه الذي تم انطلاقه خلال تكوّن الرابطة تنكسر الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والسالبة.

طاقة البلورة نظرًا لأن الأيونات تترتب في المركب الأيوني في صورة بلورة، فإن الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1 mol من المركب الأيوني تسمى **طاقة البلورة**. وتشير إلى قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها، حيث تزداد طاقة البلورة بزيادة قوة التجاذب.

يُظهر **الجدول 7–3** طاقات بلورات بعض المركبات الأيونية. ويؤثر عاملان على هذه الطاقات: مقدار شحنة الأيون ونصف قطره. إذ كلما زادت شحنة الأيونات الموجبة والسالبة زادت قوة التجاذب، كما تزداد طاقة البلورة عندما تتقارب الأيونات أي عندما يقل نصف قطرها.

الجدول 7-3 الطاقة البلورية لبعض المركبات الأيونية

المركب	طاقة البلورة kJ/mol	المركب	طاقة البلورة 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

ماذا قرأت؟ لخّص الشحنات التي على كل أيون في المركبات التالية وتأثيرها على طاقة البلورات.

MgO ، NaF ، $SrCl_2$

تقويم الدرس 3-1

الخلاصة

- تكوِّن بعض الذرات الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويعني التوزيع الإلكتروني المستقر أن يكون مستوى الطاقة الخارجي مكتملاً. 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.
- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية ناتجة عن التجاذب بين شحنات الأيونات المختلفة.
- ترتب الأيونات في المركبات الأيونية في صورة وحدات منتظمة متكررة تُعرف بالبلورات.
- ترتبط خواص المركبات الأيونية بقوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية في صورة محاليل أو مصاهير توصل التيار الكهربائي.
- تعرف طاقة البلورة بالطاقة اللازمة لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني.

6. **الفكرة الرئيسة** **قارن** بين استقرار ذرة الليثيوم Li و أيون الليثيوم Li^+
7. **صف** سببين لوجود قوة تجاذب في الرابطة الكيميائية.
8. **طبق** لماذا تكون عناصر المجموعة 18 غير قادرة على التفاعل نسبيًّا، في حين تُعد عناصر المجموعة 17 شديدة التفاعل؟
9. **لخص** تكوين الرابطة الأيونية باختيار الأزواج الصحيحة مما يأتي: الكاتيون، والأنيون، واكتساب الإلكترونات، وفقدانها.
10. **طبق** اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية، ثم توقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتصل كل ذرة للتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

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

11. **نموذج** ارسم نموذجين يمثّلان تكوين أيون الكالسيوم الموجب وأيون البروميد السالب.
12. **وضح** كيف يمكن لمركب أيوني يتكون من جسيمات مشحونة أن يكون متعادلاً كهربائيًّا.
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، وبين علاقتها بقوة الرابطة.
15. **فسر** كيف تكون الأيونات الروابط، وصف بناء المركب الناتج.
16. **اربط** بين طاقة البلورة وقوة الرابطة الأيونية.
17. **طبّق** باستعمال التوزيع الإلكتروني ورسم مربعات الأفلاك والتمثيل النقطي للإلكترونات طريقة تكوين المركب الأيوني من فلز السترانشيوم ولافلز الكلور.
18. **صمّم** خريطة مفاهيم لتوضيح العلاقة بين قوة الرابطة الأيونية والخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية، وطاقة البلورة واستقرارها.

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 «سحابة» من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.**

الربط مع الحياة تخيل سفينة عائمة في المحيط تتمايل وهي محاطة بالماء من كل جانب. وعلى الرغم من بقاء السفينة عائمة في مكانها إلاَّ أن الماء يتحرك بحرية من أسفلها. يمكن تطبيق هذا الوصف على ذرات الفلزات وإلكتروناتها بطريقة مشابهة نوعا ما.

تساؤلات جوهرية

- **ما** الرابطة الفلزية؟
- **كيف** تربط نموذج سحابة الإلكترونات بالخواص الفيزيائية للفلزات؟
- **ما** السبائك؟ وما هي خواصها؟

مراجعة المفردات

الخاصية الفيزيائية: خاصية المادة التي يمكن مشاهدتها وقياسها دون تغيير في تركيب المادة.

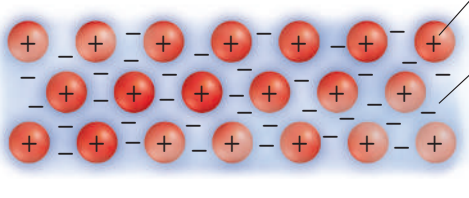
المفردات الجديدة

نموذج سحابة الإلكترونات
الإلكترونات الحرة
الرابطة الفلزية
السبيكة

الروابط الفلزية Metallic Bonds

على الرغم من أن الفلزات ليست مركبات أيونية إلاَّ أنها تشترك مع المركبات الأيونية في عدة خواص. فالروابط في الفلزات والمركبات الأيونية تعتمد على التجاذب بين الجسيمات ذات الشحنات المختلفة. وفي العادة تكون الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. وفي هذه الحالة تكون كل ذرة عنصر محاطة بـ 8 إلى 12 ذرة أخرى.

سحابة الإلكترونات رغم أن لذرات الفلزات ما لا يقل عن إلكترون تكافؤ واحد، إلاَّ 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 سحابة 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 ذرات الرابطة 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 سحابة إلكترونات التكافؤ، كما يبين **الشكل 9–3**. **فالرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.



الشكل 9-3 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 وسحابة الشحنات السالبة إلى ربط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة البلورية.

فسر لماذا تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

خواص الفلزات يمكن فهم الخواص الفيزيائية للفلزات بواسطة الروابط الفلزية. وتقدم هذه الخواص الدليل على قوة الرابطة الفلزية.

درجتا الغليان والانصهار تختلف درجات انصهار الفلزات على نحو كبير. فالزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله مفيدًا 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 8–3**، غير أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًّا كدرجات الغليان؛ لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة في الفلز ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جدًّا لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض. إلاّ أنه في أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى، مما يتطلب طاقة كبيرة جدًّا.

الجدول 3-8 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

قابلية الطرق والسحب الفلزات قابلة للطرق، أيْ أنها تتحول إلى صفائح عند طرقها، وهي أيضًا قابلة للسحب، أيْ يمكن تحويلها إلى أسلاك. ويوضح **الشكل 10–3** كيف تتحرك الجسيمات الموجودة في الروابط الفلزية بواسطة الدفع أو الشد، بعضها عبر بعض، وتكون الفلزات عادة متينة للغاية. وعلى الرغم من حركة الأيونات الموجبة في الفلز إلاّ أنها ترتبط بالإلكترونات المحيطة بها بصورة قوية، ولا يمكن فصلها بسهولة عن الفلز.

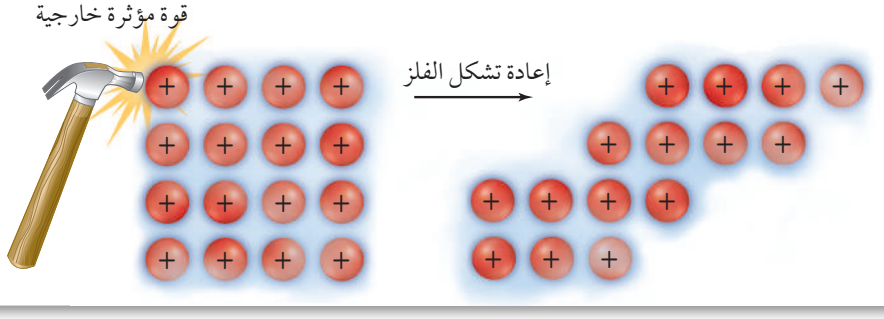
توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الإلكترونات حول أيونات الفلزات الموجبة، الفلزات موصلات جيدة للحرارة والكهرباء. حيث تقوم الإلكترونات الحرة بنقل الحرارة من مكان إلى آخر بسرعة أكبر من توصيل المواد التي لا تحتوي على إلكترونات حرة. تتحرك الإلكترونات الحرة بسهولة بوصفها جزءًا من التيار الكهربائي عند حدوث 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 الفلك s، وإنما تشمل أيضًا الإلكترونات الداخلية في الفلك 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 تعد الفلزات القلوية لينة لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في الفلك ns^1.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين ما يحدث عند طرق كل من الفلزات والمركبات الأيونية بالمطرقة.

استخدم التكنولوجيا

–المرأة البحرينية والحلي– تشتهر المرأة البحرينية باستعمال مجوهرات خاصة بالبيئة الخليجية، وهي عبارة على سبائك. كوّن بحثًا مفصّلًا على نوعية هذه السبائك والعناصر الفلزية المكوّنة لها ونسبتها في كل سبيكة.



الشكل 10-3 تؤدي القوة المؤثرة الخارجية (كالمطرقة مثلاً) 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 الفريدة، لذا نجد لها الكثير من التطبيقات والاستخدامات التجارية. فالفولاذ المقاوم للصدأ والبرونز والحديد الزهر وفضة النقود هي بعض السبائك الكثيرة المفيدة والمطلوب منك معرفة مكوناتها فقط باعتبارها الأكثر شيوعًا.

خواص السبائك تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها. فمثلا، الفولاذ عبارة عن حديد مخلوط بعنصر آخر واحد على الأقل. تبقى بعض خواص الحديد موجودة، ولكن للفولاذ خواص إضافية أخرى مثل زيادة القوة. وتتفاوت خواص بعض السبائك وتتغير باختلاف طرائق تصنيعها. وفي حالة بعض الفلزات تنتج بعض الخواص المختلفة اعتمادا على طريقة التسخين والتبريد. ويبين **الجدول 9–3** أسماء بعض السبائك المهمة واستعمالاتها المتنوعة.

الجدول 9-3 السبائك التجارية

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	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، والميداليات
*الحديد الصب (الزهر)	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
البيوتر	70–95% Sn, 5–15% Sb, 0–15% Pb	أدوات المائدة
*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

* لاحظ أنّ كلّ سبيكة تحتوي على نسب محددة من العناصر. فإذا اختلفت هذه النسب تتغيّر خواصّ السبيكة تماما. النسب المئوية في الجدول ليست للحفظ.

المفردات

أصل الكلمة

السبيكة

جاءت من الكلمة اللاتينية alligare والتي تعني يثني.

الشكل 11-3 تُصنع أجزاء الدراجات الهوائية في بعض الأحيان من سبيكة التيتانيوم، التي تحتوي على 3% من الألومنيوم و2.5% من الفانيديوم.

تقويم الدرس 3-2

الخلاصة

- تتكون الرابطة الفلزية عندما تجذب أيونات الفلز الموجبة إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.
- تتحرك الإلكترونات في نموذج سحابة الإلكترونات عبر الشبكة الفلزية، ولا ترتبط مع أي ذرة محددة.
- يفسر نموذج سحابة الإلكترونات الخواص الفيزيائية للفلزات.
- تتكون السبائك الفلزية عند دمج فلز في عنصر آخر أو أكثر.

19. الفكرة الرئيسة **قارن** بين تركيب المركبات الأيونية و الفلزات.
20. **اشرح** كيف يمكن تفسير كل من التوصيل الكهربائي وارتفاع درجة غليان الفلزات بواسطة الرابطة الفلزية.
21. **قارن** بين أسباب قوى التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية.
22. **صمّم تجربة** للتمييز بين المواد الأيونية الصلبة والمواد الفلزية الصلبة. واذكر طريقتين مختلفتين على الأقل للمقارنة بين المواد الصلبة. فسر إجابتك.
23. **نمذج** ارسم نموذجًا يوضح خاصية الفلزات للطرق أو السحب إلى أسلاك، مستعينًا بنموذج سحابة الإلكترونات كما في **الشكل 9-3**.

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 يبتل الرصاص تذوب كمية محددة منه في الماء متحولاً إلى أيونات. وعندما تدخل هذه الأيونات جسم الإنسان تقوم باستبدال أيونات . وباستثناء تشابههما من حيث الشحنات الكهربائية، فإن الرصاص والكالسيوم مختلفان؛ وذلك أن أيونات الرصاص أثقل كثيرًا من أيونات الكالسيوم.ووجود الرصاص 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 تصنيعه وطلاؤه بالرصاص، ثم حرقه لإعطائه اللون الأسود المميز. وتولّد المركّبات الكيميائية المستخدمة في عملية تلوين الزجاج ألوانًا زاهية عند حرقها في ظروف مختلفة.

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، فوجوده يقلل من احتمال احتراق الجازولين قبل الموعد المحدد في محرك السيارة.

عملية إزالة المعادن الثقيلة الأطفال أكثر قابلية للتسمم بالرصاص، بسبب صغر سنهم ومعدلات نموهم المرتفعة. وفي الحالات الحرجة تصبح عملية إزالة المعادن الثقيلة العلاجية هي الطريقة الوحيدة لإنقاذ حياة الطفل. وتقوم عملية إزالة المعادن الثقيلة العلاجية بالتخلص من أحد أهم التأثيرات السامة للرصاص، عن طريق إحلال الكالسيوم محل الرصاص السام في الجسم.

الشكل 1 مركّبات الرصاص المستخدمة في تلوين الفخار تعطي الوعاء المظهر المتميز.

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- لمعرفة لماذا لا تُظهر براعم التذوق لدينا استجابة سالبة لها.

الفصل 3 ملخص الدرسة

الفكرة العامة ترتبط الذرات في المركبات الأيونية مع روابط كيميائية تنشأ عن تجاذب الأيونات المختلفة الشحنات.

3-1 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

الفكرة الرئيسة تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثُّماني الأكثر استقرارًا. وتتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتشكل مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.

المفردات

- الكاتيون
- الأنيون
- الرابطة الأيونية
- المركبات الأيونية
- عدد التأكسد
- البلورة
- الإلكتروليت
- طاقة البلورة

المفاهيم الرئيسة

- الرابطة الكيميائية هي القوة التي تمسك ذرتين معًا.
- تكوّن بعض الذرات الأيونات لتصل إلى حالة الاستقرار. ويستوجب الوصول إلى التوزيع الإلكتروني لحالة الاستقرار ملء مستويات الطاقة الخارجية كاملة، وعادة ما تحتوي هذه المستويات على ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات عند فقد أو كسب إلكترونات التكافؤ.
- يبقى عدد البروتونات ثابتًا عند تكوين الأيونات.
- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية تنشأ عن التجاذب بين أيونات ذات شحنات كهربائية مختلفة.
- شحنة الأيون أحادي الذرة تساوي عدد تأكسده.
- تترتب الأيونات في المركبات الأيونية في نموذج متكرر يعرف بالشبكة البلورية.
- تُعزى خواص المركّبات الأيونية إلى قوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية في صورة محاليل أو سوائل توصل التيار الكهربائي
- طاقة البلورة هي الطاقة اللازمة لإزالة 1mol من الأيونات من البلورة.

3-2 الروابط الفلزية وخواص الفلزات

الفكرة الرئيسة تكون الفلزات شبكات بلورية، ويمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها "سحابة" من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.

المفردات

- نموذج سحابة الإلكترونات
- الإلكترونات الحرة
- الرابطة الفلزية
- السبيكة

المفاهيم الرئيسة

- تتكون الرابطة الفلزية عندما تقوم أيونات الفلز الموجبة بجذب الإلكترونات الحرة، و هي إلكترونات غير محددة المكان.
- تتحرك الإلكترونات في نموذج "سحابة الإلكترونات"في البلورة الفلزية دون أن ترتبط مع أي من الذرات.
- يفسّر نموذج سحابة الإلكترونات الخواص الفيزيائية للمواد المعدنية الصلبة.
- تتكون السبائك الفلزية عند خلط الفلز بعنصر واحد أو أكثر.

3-1

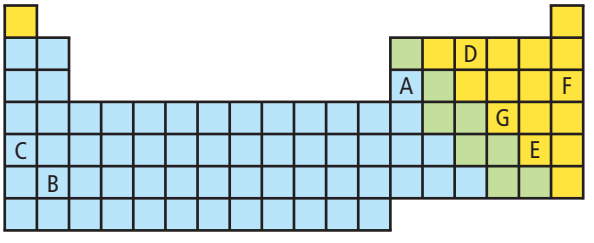
إتقان المفاهيم

24. كيف تتكون الأيونات الموجبة والسالبة؟

25. متى تتكون الروابط الأيونية؟

26. لماذا تكوِّن الهالوجينات والفلزات القلوية الأيونات؟ فسر إجابتك.

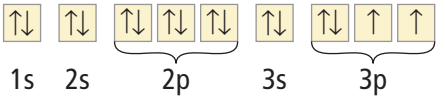
27. يوضح **الشكل 12–3** العناصر التي يشار إليها بالأحرف من A إلى G، اذكر عدد إلكترونات تكافؤ كل عنصر، وتعرّف الأيون الذي يكوّنه.



الشكل 12–3

28. اشرح أهمية طاقة التأين عند تكوّن الأيونات.

29. يوضح **الشكل 13–3** رسم مربعات أفلاك الكبريت. اشرح كيف يكوّن الكبريت أيونه.



الشكل 13–3

إتقان حل المسائل

30. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من العناصر الآتية:

a. السيزيوم **b.** الخارصين

c. الروبيديوم **d.** الإسترانشيوم

e. الجاليوم

31. وضح لماذا لا تكوِّن الغازات النبيلة روابط كيميائية؟

32. وضح كيف يتكون أيون الباريوم.

33. وضح كيف يتكون أيون النيتروجين السالب.

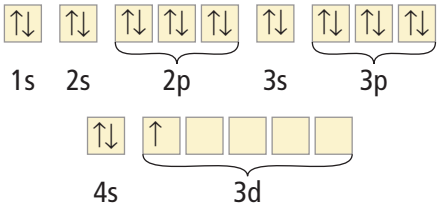
34. كلما زاد نشاط الذرة، ارتفعت طاقة الوضع لها. فأيهما له طاقة وضع أكبر ، النيون أم الفلور؟ اشرح إجابتك.

35. اشرح كيف تكوّن ذرة الحديد أيون حديد Fe^{2+}، وأيون الحديد Fe^{3+} أيضًا.

36. تنبأ بالنشاط الكيميائي لذرات العناصر الآتية استنادًا إلى توزيعها الإلكتروني:

a. البوتاسيوم b. الفلور c. النيون

37. اشرح تكوين أيون الإسكانديوم Sc^{3+} اعتمادًا على رسم مربعات الأفلاك الموضح في **الشكل** 14–3.



الشكل 14–3

38. ماذا يعني مصطلح متعادل كهربائيًّا عند مناقشة المركبات الأيونية؟

39. وضح كيف تتكون الروابط الأيونية.

40. وضح لماذا لا يتحد البوتاسيوم والنيون لتكوين مركب؟

41. ناقش باختصار ثلاث خواص فيزيائية للمواد الصلبة الأيونية التي ترتبط مع الروابط الأيونية.

42. صف البلورة الأيونية، واشرح لماذا يختلف شكلها عن شكل المركبات الأيونية الأخرى؟

43. يظهر في **الشكل 12–3** الرمز B وهو للباريوم، والرمز E وهو لليود. اشرح لماذا لا يكون ناتج تفاعل هذين العنصرين BaI؟

44. اشرح عملية تكوين الرابطة الأيونية بين الخارصين والأكسجين.

45. وضح بالرسم تكوين الرابطة الأيونية بين الألومنيوم والفلور مستخدمًا رسم مربعات الأفلاك.
46. وضح بالرسم تكوين الرابطة الأيونية بين الباريوم والنيتروجين باستخدام التوزيع الإلكتروني.
47. **الموصلات** توصل المركبات الإلكترونية التيار الكهربائي تحت بعض الظروف. وضح هذه الظروف، وفسر لماذا لا توصل المركبات الأيونية الكهرباء في جميع الحالات؟
48. استخدم **الجدول 7–3** لتحديد المركب الأيوني ذي درجة الانصهار العليا: AgCl، KI، MgO، وفسر إجابتك.
49. أي المركبات الآتية له أكبر طاقة بلورة: CsCl أو KCl أو CaO أو K_2O ؟ فسر إجابتك.

3-2

إتقان المفاهيم

50. صف الرابطة الفلزية.
51. اشرح باختصار لماذا تُصنَّع السبائك المعدنية؟
52. صف باختصار كيف تفسر الرابطة الفلزية قابلية الفلزات للطرق والسحب؟
53. فسر كيف تتشابه الرابطة الفلزية والرابطة الأيونية؟

إتقان حل المسائل

54. كيف تختلف الرابطة الفلزية عن الرابطة الأيونية؟
55. **الفضة** اشرح باختصار لماذا يعد عنصر الفضة موصلاً جيدًا للكهرباء.
56. **الفولاذ** اشرح باختصار لماذا يستخدم الفولاذ، أحد سبائك الحديد، في دعائم هياكل العديد من المباني.
57. تبلغ درجة انصهار البريليوم 1287°C، في حين تبلغ درجة انصهار الليثيوم 180°C. اشرح سبب هذا الاختلاف الكبير في درجات الانصهار.
58. تبلغ درجة غليان التيتانيوم 3297°C، في حين تبلغ درجة حرارة غليان النحاس 2570°C . اشرح سبب الاختلاف في درجات غليان هذين الفلزين.

مراجعة متنوعة

59. ما عدد إلكترونات تكافؤ كل من ذرات الأكسجين والكبريت والزرنيخ والفوسفور والبروم؟
60. اشرح لماذا يكون الكالسيوم أيون Ca^{2+} وليس أيون Ca^{3+} ؟
61. أي المركبات الأيونية الآتية له أكبر طاقة بلورة: $MgCl_2$ أو NaCl أو KCl؟ فسر إجابتك.
62. أكمل **الجدول 10–3**

الجدول 10-3 بيانات العنصر والإلكترون والأيون

العنصر	إلكترونات التكافؤ	الأيون الناتج
السيلينيوم		
القصدير		
اليود		
الأرجون		

63. **الذهب** اشرح باختصار لماذا يستخدم الذهب في صناعة الحلي والموصلات الكهربائية في الأجهزة الإلكترونية؟
64. اشرح لماذا يتشكّل أيون النيكل بعدد تأكسد 2+؟
65. ارسم نموذجًا للرابطة الأيونية بين البوتاسيوم واليود باستخدام التمثيل النقطي للإلكترونات.
66. عندما يشتعل الماغنيسيوم في الهواء يكون أكسيد ونيتريد الماغنيسيوم. ناقش كيف يتكون أكسيد ونيتريد الماغنيسيوم عند تفاعل الماغنيسيوم مع ذرات الأكسجين وذرات النيتروجين على التوالي.
67. يتغير شكل الصوديوم عند التأثير فيه بواسطة قوة خارجية، في حين يتفتت كلوريد الصوديوم عند طرقه بالقوة نفسها. لم هذا الاختلاف في سلوك هاتين المادتين الصلبتين؟

التفكير الناقد

68. **صمّم** خريطة مفاهيم تشرح الخواص الفيزيائية لكل من المركبات الأيونية والمواد الفلزية الصلبة.

69. **توقع** تفحص كلًّا من الأزواج الآتية، ثم بين ما المادة الصلبة التي درجة انصهارها أعلى؟ فسر إجابتك.

a. NaCl أو CsCl

b. Ag أو Cu

c. Na_2O أو MgO

70. **طبق** البراسِيُوْديميوم Pr من فلزات اللانثانيدات التي تتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك وتكوّن كلوريد البراسيوديميوم III. كما يتفاعل مع حمض النيتريك ليكون نيترات البراسيوديميوم III إذا علمت أن التوزيع الإلكتروني لعنصر البراسيوديميوم هو $[Xe]\ 4f^3 6s^2$.

a. تفحّص التوزيع الإلكتروني، واشرح كيف يكون البراسيوديميوم الأيون 3+؟

b. اكتب الصيغ الكيميائية لكلا المركّبين اللذين يكونهما عنصر البراسيوديميوم.

71. **كوِّن فرضية** تفحّص موقع البوتاسيوم والكالسيوم في الجدول الدوري، وضع فرضية تشرح فيها لماذا تكون درجة انصهار الكالسيوم أعلى كثيرًا من درجة انصهار البوتاسيوم.

72. **قوِّم** اشرح لماذا يعد اصطلاح الإلكترونات الحرة مناسبًا لوصف إلكترونات الرابطة الفلزية؟

73. **طبّق** تحتوي الذرات غير المشحونة على إلكترونات تكافؤ. اشرح لماذا لا تكون بعض العناصر ومنها اليود والكبريت روابط فلزية؟

74. **حلّل** اشرح لماذا تكون قيمة طاقة الشبكة البلورية ذات مقدار سالب؟

مسألة تحد

75. **المركبات الأيونية** يعد الكريسوبيرل من المعادن الشفافة أو نصف 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

76. أي العنصرين له طاقة تأين أكبر: الكلور أم الكربون؟

77. قارن بين طريقة تكون أيونات الفلزات وأيونات اللافلزات، واشرح سبب هذا الاختلاف.

78. ما المقصود بعدد التأكسد؟

79. اشرح باستخدام عدد التأكسد، لماذا تكون الصيغة الكيميائية NaF_2 غير صحيحة.

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

80. **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.

81. **نمو البلورات** يمكن تحضير بلورات المركبات الأيونية وزيادة حجمها في الظروف المعملية. ابحث في طريقة نمو هذه البلورات، وصمّم تجربة في المختبر لعمل ذلك.

أسئلة المستندات

المحيطات قام العلماء في جزء من التحاليل الخاصة بالمحيطات، بتلخيص البيانات المتصلة بهذه الأيونات 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

82. بيّن الأيونات الموجبة والسالبة الواردة في الجدول أعلاه.

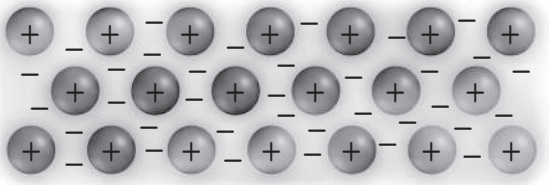
83. مثّل بيانيًّا بالأعمدة تركيز كل أيون، مبينًا صعوبات القيام بهذا العمل.

84. لا يعد كلوريد الصوديوم المركب الوحيد الذي يتم الحصول عليه من مياه البحار. تعرّف إلى أربعة مركبات أخرى للصوديوم يمكن الحصول عليها من ماء البحار، ثم اكتب اسم كل منها وصيغته.

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. يشبه التوزيع الإلكتروني للأرجون Ar نفسه.
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 رابطته الأيونية؟

a. $BaCl_2$
b. LiF
c. NaBr
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. ينتمي عنصر النيتروجين إلى المجموعة 15 فما هو عدد تأكسده؟

a. +3
b. +2
c. −3
d. −2

استعمل الجدول الآتي للإجابة عن الأسئلة من 6 إلى 8

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

6. 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 غير قطبية
d. له رابطة تساهمية نقية

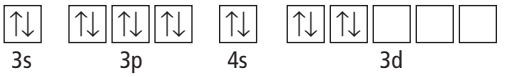
7. أي مما يأتي **لا** يمكن أن يكون درجة انصهار Cr_2O_3؟

a. 2375 °C
b. 950 °C
c. 148 °C
d. 3342 °C

8. 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.

9. أي رسـوم مربعات الأفلاك لعنصر الفانيديوم في الشـكل أدناه يعد صحيحًا؟

a.


b.

c.

d.

أسئلة الإجابات القصيرة

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن الأسئلة من 10 إلى 12

يستعمل عنصر اللوتيتيوم (عنصر أرضي نادر) لزيادة سرعة التفاعلات الكيميائية المستخدمة لمعالجة البترول.

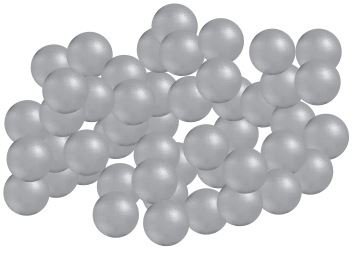
النظير	شكل الإشعاع	النسبة المئوية لوجوده
$^{175}_{71}Lu$	–	97.41
$^{176}_{71}Lu$	أشعة بيتا	2.59

10. بـيّن خطـوات حسـاب معـدل الكتلـة الذريـة للعنـصر اللوتيتيوم.

11. حدّد نواتج تحليل النظير-176 .

12. قارن بين أعداد البروتونات والنيوترونات في كل نظير.

استعن بالشكل أدناه للإجابة عن السؤال 13.



13. 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.

استعن بقائمة العناصر أدناه للإجابة عن الأسئلة من 14 إلى 18

a. صوديوم
b. كروم
c. بورون
d. أرجون
e. كلور

14. ما العنصر الذي ينتهي مداره الأخير بالمستوى الفرعي s؟

15. أيها له سبعة إلكترونات تكافؤ؟

16. أيها يعد عنصرًا انتقاليًّا؟

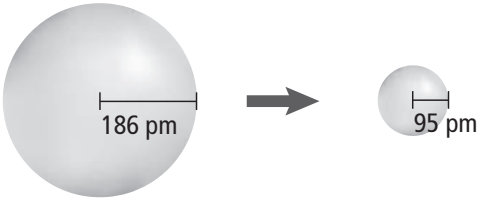
17. أيها يمتلك التركيب الإلكتروني الآتي:
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$؟

18. أيها غاز نبيل؟

أسئلة الإجابات المفتوحة

19. مـا العلاقـة بين التغـير في نصف قطر الـذرات والتغير في البنـاء الـذري عنـد الانتقـال مـن اليسـار إلى اليمـين عبر الجدول الدوري؟

استعن بالرسوم اللاحقة للإجابة عن السؤال 19.

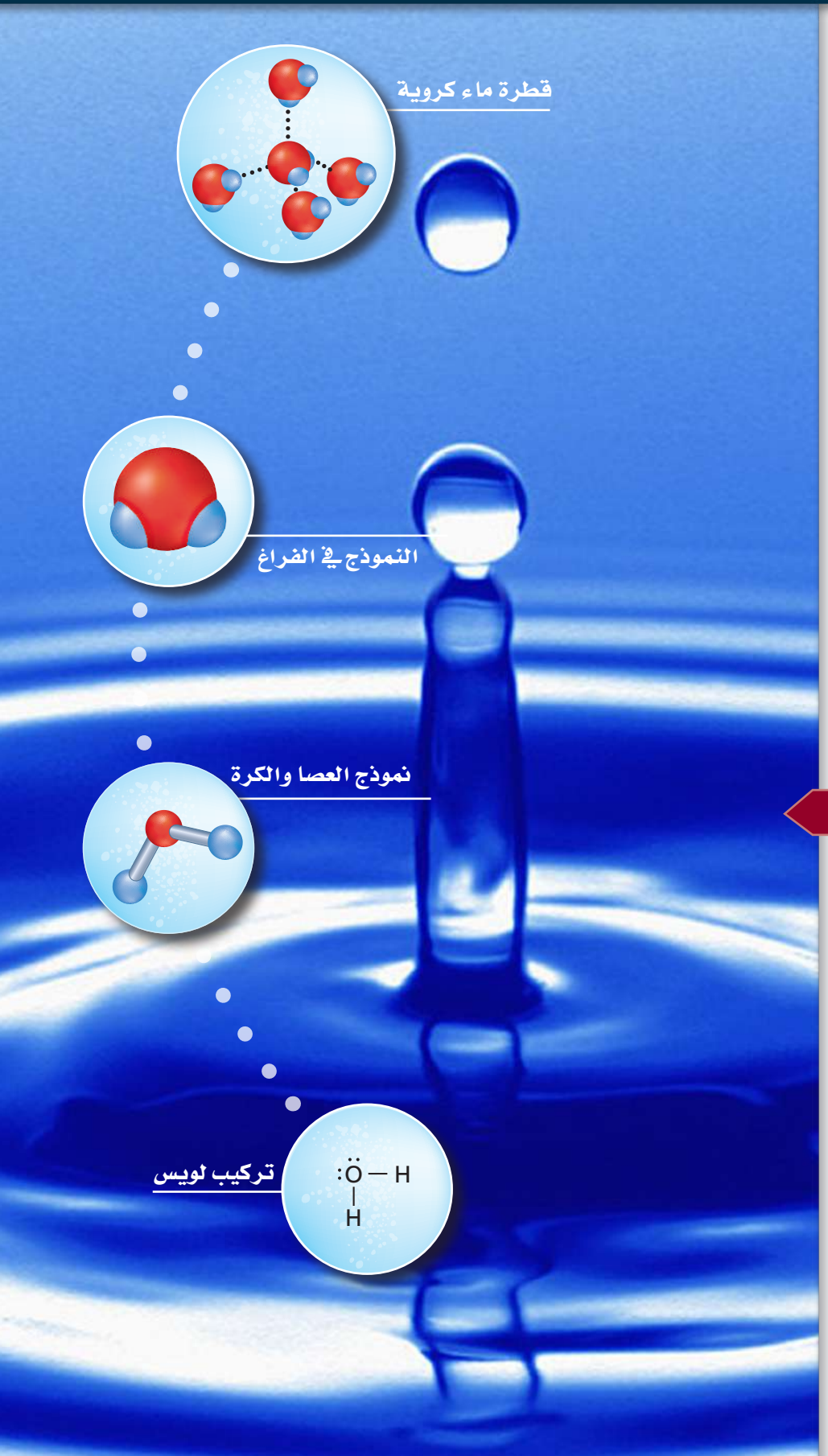


ذرة صوديوم Na
$[Ne]3s^1$

أيون صوديوم Na^+
[Ne]

20. مـا العلاقة بـين التغـير في نصف قطـر الأيـون والتغير في تكون الأيونات عبر الجدول الدوري؟

الفصل 4 الروابط التساهمية Covalent Bonding



الفكرة العامة تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في إلكتروناتها.

4-1 الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسة تكتسب الذرات الاستقرار عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات لتكوِّن الروابط التساهمية.

4-2 التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة توضح الصيغة البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء.

4-3 أشكال الجزيئات

الفكرة الرئيسة يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.

4-4 الكهروسالبية والقطبية

الفكرة الرئيسة تعتمد خواص الرابطة على قوة التجاذب بين كل ذرة مع الإلكترونات الموجودة في الرابطة.

حقائق كيميائية

- يعود الشكل الكروي لقطرة الماء إلى قوة التوتر السطحي، وهي ظاهرة سببها القوى بين الجزيئات.
- تعمل قوة التوتر السطحي في الماء عمل غشاء مرن على السطح. وتستطيع بعض الحشرات المشي على سطح هذا الغشاء الذي يكونه الماء.
- الخواص الكيميائية والفيزيائية للماء تجعله سائلاً فريدًا.

نشاط استهلالي

ما نوع المركب المستخدم لعمل كرة مميزة؟

تُصنع هذه الكرات في الغالب من مركبات السيليكون العضوية $Si(OCH_2CH_3)_2O$

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. انشر العديد من مناديل الورق على سطح المكتب، وضع فوقها كوبًا من الورق، ثم البس القفازات.
3. قس 20.0ml من محلول سيليكات الصوديوم بالمخبار المدرج وصبّها في الكوب. وأضف إلى الكوب قطرة من ملوِّن الطعام و10.0ml من الإيثانول، ثم حرك المحتويات بشريحة من الخشب 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 ما تزال تلبس القفازات وتعمل فوق سطح المكتب المغطى 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 السيليكون والأكسجين للوصول إلى حالة الثمانية؟ وإذا كانت كلتا الذرتين بحاجة إلى اكتساب الإلكترونات فكيف يمكنهما تكوين رابطة معًا؟

بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن يكون قادرًا على:

- توضيح المفاهيم والقوانين والنظريات المتعلقة بحدوث رابطة كيميائية تساهمية، وعلاقتها بقاعدة الثمانية.
- القدرة على تحديد أنواع الروابط الكيميائية.
- شرح أهمية دراسة الروابط الكيميائية في التعرف على تركيب الجزيئات.
- وصف استقرار الجزيئات وعلاقته بقاعدة الثمانية والشذوذ عنها.
- توضيح مفهوم نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR وعلاقته بأشكال الجزيئات.
- توضيح المفاهيم المتعلقة بعلاقة الكهروسالبية وخواص الجزيئات.
- تفسير البيانات المستقاة من الاستقصاءات باستخدام الحسابات والرسومات والنماذج وتكنولوجيا الحاسوب.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.moe.gov.bh

4–1

تساؤلات جوهرية

- **كيف** تطبق قاعدة الثمانية على الذرات التي تكوّن روابط تساهمية؟
- **كيف** تتكون الرابطة التساهمية الأحادية، والثنائية والثلاثية؟
- **ما** الفرق بين روابط سيجما وروابط باي ؟
- **ما** العلاقة بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها؟

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية القوة التي تمسك بذرتين معًا.

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية
الجزيء
تركيب لويس
رابطة سيجما σ
رابطة باي π
تفاعل ماص للحرارة
تفاعل طارد للحرارة

الرابطة التساهمية

The Covalent Bond

الفكرة الرئيسة **تكتسب الذرات الاستقرار عندما تتشارك في الإلكترونات لتكوّن رابطة تساهمية.**

الربط مع الحياة هل شاركت يومًا في سباق الجري بثلاث أرجل؟ يشارك المتسابق في هذا السباق بأحد رجليه مع زميله في الفريق لتشكيل فريق بثلاث أرجل. وبطريقة ما، يعكس سباق الأرجل الثلاث طريقة مشاركة الذرات للإلكترونات لتكوين الوحدات.

ما الرابطة التساهمية؟ What is a covalent bond

إن الذرات قادرة على مشاركة الإلكترونات لتكوين توزيع إلكتروني مستقر. فكيف يحدث ذلك؟ وهل هناك طرائق مختلفة تتيح مشاركة الإلكترونات؟ وكيف تختلف خواص هذه المركبات عن المركبات التي تتكون من الأيونات؟ اقرأ ما يلي للإجابة عن هذه الأسئلة.

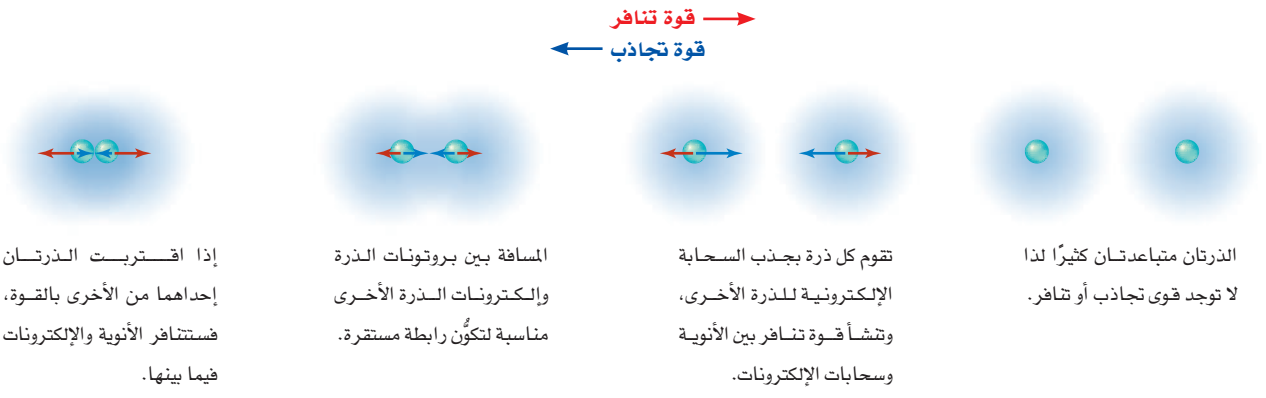
الإلكترونات المشتركة تتشارك الذرات في المركبات غير الأيونية في الإلكترونات. وتسمى الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة الإلكترونات **الرابطة التساهمية**. ويتكون **الجزيء** عندما ترتبط ذرتان، أو أكثر، بواسطة رابطة تساهمية. وتعد الإلكترونات المشتركة جزءًا من إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لكلتا الذرتين المشتركتين. وعادة ما تحدث الروابط التساهمية بين الذرات المتجاورة في الجدول الدوري، وتتكون معظم الروابط التساهمية بين ذرات اللافلزات.

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 كل عنصر في الإلكترونات. وهي توجد على هذا النحو؛ لأن الجزيء المكون من ذرتين يكون أكثر استقرارًا من الذرة في حالتها الفردية.

وباستعراض الفلور نجد أن له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$. حيث لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصل إلى حالة الثمانية. وعندما تقترب ذرتا فلور تحت تأثير العديد من القوى كما في **الشكل 1–4** تتولد قوتا تنافر تؤثران في الذرات: إحداهما بين إلكترونات كل ذرة، والأخرى بين بروتونات كل ذرة أيضًا. كما تنشأ أيضًا قوة تجاذب بين بروتونات إحدى الذرتين وإلكترونات الذرة الأخرى. وكلما اقتربت ذرات الفلور بعضها من بعض زادت قوة التجاذب بين بروتونات أحدها مع إلكترونات الأخرى إلى أن تصل إلى نقطة تكون عندها محصلة قوى التجاذب أكبر من محصلة قوى التنافر، وعندئذٍ، ترتبط الذرتان برابطة تساهمية، ويتكون الجزيء. أما إذا اقتربت الذرتان إحداهما من الأخرى أكثر من ذلك، فسوف تتغلب قوى التنافر على قوى التجاذب.

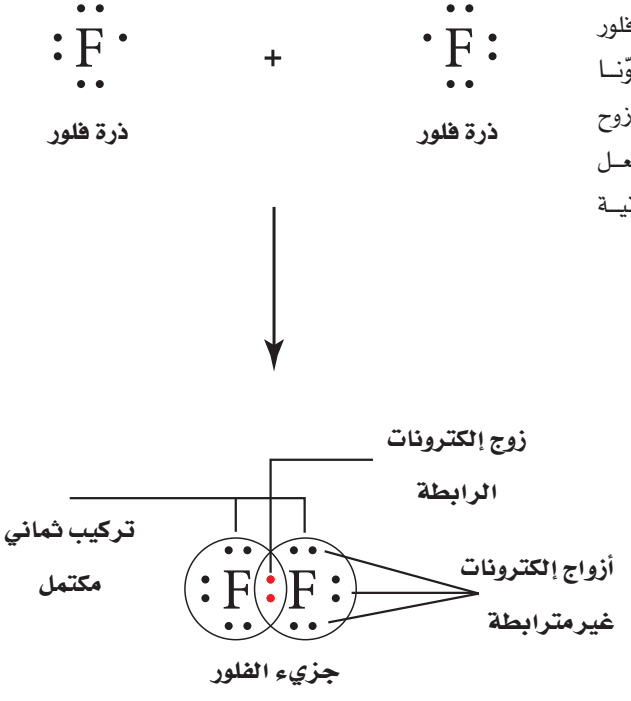
الشكل 1-4 تبين الأسهم في الأشكال أدناه محصلة قوى التجاذب والتنافر بين ذرتي فلور عندما تقترب إحداهما من الأخرى. إن القوة الإجمالية بين الذرتين هي محصلة قوى التنافر بين إلكترون وإلكترون، والتنافر بين نواة ونواة، والتجاذب بين نواة وإلكترون. وتتكون الرابطة التساهمية عندما تكون محصلة قوى التجاذب أعلى ما يمكن.

اربط كيف يرتبط استقرار الرابطة مع القوى التي تؤثر في الذرات؟



يحدث الترتيب الأكثر استقرارًا والأمثل للرابطة التساهمية عند أفضل مسافة بين نواتي الذرتين. حيث تصبح قوى التجاذب عند هذه النقطة أكبر من قوى التنافر. يوجد الفلور على شكل جزيئات ثنائية الذرات؛ لأن مشاركة زوج من الإلكترونات يعطي كل ذرة فلور التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الخاص بالغازات النبيلة. ويوضح **الشكل 2-4** أن لكل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجًا واحدًا من الإلكترونات المشتركة، وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المترابطة التي لا تشارك في تكوين الرابطة.

الشكل 2-4 تتشارك ذرتا فلور في زوج من الإلكترونات لتكوّنا رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.



المختبر الصغير

مقارنة درجات الانصهار

كيف يمكن تحديد العلاقة بين نوع الرابطة ودرجة الانصهار؟
تعتمد خواص المركب على نوع الرابطة، هل هي أيونية أو تساهمية؟

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. صمّم جدولاً لتسجيل بيانات التجربة.
3. استعمل قلم تخطيط دائمًا لوضع علامة مكونة من ثلاثة خطوط داخل أسفل طبق الألومنيوم المعد للاستعمال بقطر 25cm لعمل ثلاثة أقسام متساوية هي A و B و C.
4. ضع الوعاء على السخان الكهربائي.

تحذير: تعامل بحذر عند تسخين الوعاء.

5. احصل من معلمك على عينات من كل من بلورات السكر $A(C_{12}H_{22}O_{11})$، وبلورات الملح $B(NaCl)$، وشمع البارافين $C(C_{23}H_{48})$.
6. توقع الترتيب الذي ستنصهر به المركبات.
7. ضع مفتاح التسخين عند أعلى درجة حرارة مدة 5 دقائق، واطلب إلى أحد الزملاء قياس زمن التسخين.
8. راقب المركبات في أثناء فترة التسخين، وسجل انصهارها بالترتيب، وأيها ينصهر أولاً.
9. أغلق جهاز التسخين بعد انقضاء الدقائق الخمس، وارفع الطبق بالملاقط أو القفافيز الخاصة بذلك.
10. دع الوعاء حتى يبرد، وتخلص منه بالطريقة الصحيحة.

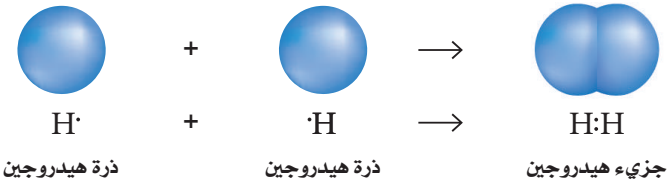
تحليل النتائج

1. **اذكر** أي المركبات انصهر أولاً؟ وأيها لم ينصهر؟
2. **طبّق** استنادًا إلى النتائج والمشاهدات، صف درجة انصهار كل مادة صلبة باستخدام أحد الخواص الآتية: منخفضة، متوسطة، مرتفعة أو مرتفعة جدًّا.
3. **استخلص** 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

تتكون الرابطة التساهمية عندما يشترك زوج واحد من الإلكترونات في تكوين الرابطة، كما في جزيء الهيدروجين، وتعرف باسم الرابطة التساهمية الأحادية. وعادة ما يُشار إلى زوج الإلكترونات المشترك باسم زوج إلكترونات الرابطة. وفي حال جزيء الهيدروجين المبين في **الشكل 3–4**، تقوم كل ذرة هيدروجين بجذب زوج إلكترونات الرابطة بالتساوي. ولذا ينتمي كلا الإلكترونين المشتركين إلى كل من الذرتين في الوقت نفسه، مما يعطي كل ذرة هيدروجين في الجزيء التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل $1s^2$. لذا، يصبح جزيء الهيدوجين أكثر استقرارًا من أي ذرة من ذرات الهيدروجين كل على حدة.

يوضح التمثيل النقطي للإلكترونات في الفصل الأول توزيع إلكترونات تكافؤ الذرة، ويستخدم النموذج في **تركيب لويس Lewis** لتمثيل ترتيب الإلكترونات في الجزيء،



الشكل 3-4 عندما تتشارك ذرتا هيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى خارجي ممتلئ بالإلكترونات، وتحصل على الاستقرار.

حيث يمثل كل خط أو زوج من النقط العمودية رابطة تساهمية واحدة في نموذج لويس. فعلى سبيل المثال، يمكن كتابة جزيء الهيدورجين هكذا H– H أو H: H

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 تكوِّن 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 في إلكترونين وتكوّن رابطتين تساهميتين. فالأكسجين أحد عناصر المجموعة 16 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$، ويتكون الماء من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. ويصبح لكل ذرة هيدروجين التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل نفسه عندما تتشارك 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 4a–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 تاركة زوجًا وحيدًا من الإلكترونات. ويوضح **الشكل 4b–4** نموذج لويس لجزيء الأمونيا. ويستطيع النيتروجين أيضًا تكوين مركبات مشابهة لذرات عناصر المجموعة 17، مثل NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين وثلاثي كلوريد النيتروجين NCl_3، وثُثي بروميد النيتروجين NBr_3 . وتتشارك كل ذرة من عناصر المجموعة 17 في ذرة نيتروجين من خلال زوج واحد من الإلكترونات.

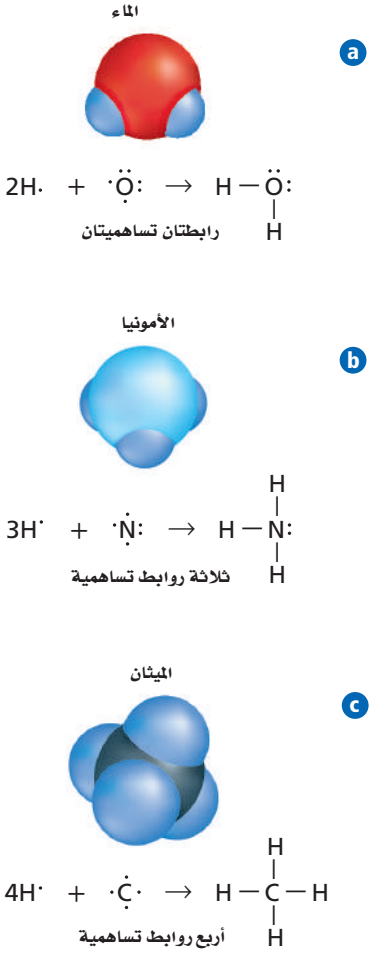
المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية

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 4c–4** تركيب لويس للميثان؛ حيث يكوّن الكربون أربع روابط تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها العناصر في المجموعة 17.

ماذا قرأت؟ صف كيف يوضح تركيب لويس الرابطة التساهمية؟

الشكل 4-4 توضح هذه المعادلات الكيميائية كيف تتشارك الذرات في الإلكترونات وتصبح مستقرة. وكما يوضح نموذج لويس، تحصل كل ذرة في الجزيء على مستوى طاقة خارجي ممتلئ.

صف كيف يتم الوصول لحالة الثمانية لكل ذرة مركزية ؟



الشكل 4-5 تم حفر الزجاج الخشن الظاهر في الشكل كيميائيًّا باستعمال فلوريد الهيدروجين HF، وهو حمض ضعيف. يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السيليكا (أكسيد السيليكون)، المكوّن الرئيس للزجاج وينتج عن ذلك SiF_4 والماء.

مثال 1–4

تركيب لويس للجزيء تم تحضير الرسوم المبينة، في الشكل 5–4، على الزجاج بالمعالجة الكيميائية (بالخدش) 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، وتستطيع 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 لكل ذرة، ثم نعيد كتابة الرمز الكيميائي ونرسم خطًّا بينهما لتوضيح زوج الإلكترونات المشتركة. وأخيرًا نضيف النقط إلى أزواج الإلكترونات غير المترابطة.

$$H\cdot \quad + \quad \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}: \quad \rightarrow \quad H-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$$

ذرة هيدروجين — ذرة فلور — جزيء فلوريد الهيدروجين

3 تقويم الإجابة

لكل ذرة في الجزيء التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة، 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. **تحدٍّ** ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد ذرات عناصر المجموعة 1 مع المجموعة 16.

الرابطة سيجما σ تسمى الروابط التساهمية الأحادية **روابط سيجما**، ويرمز إليها بالحرف الإغريقي σ. وتتكون رابطة سيجما عندما يقع زوج الإلكترونات المشتركة في المنتصف بين الذرتين. وعندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات فإن أفلاك التكافؤ تتداخل، فتزداد الكثافة الإلكترونية في فلك الربط بين الذرتين.

ويقع فلك الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها أكثر ما يكون، وتتكون رابطة سيجما عندما يتداخل فلك s مع فلك s آخر أو فلك p، أو عند تداخل فلك p مع فلك p آخر. ولجزيئات الماء H_2O، والأمونيا NH_3 والميثان CH_4 روابط سيجما، كما في **الشكل 6–4**.

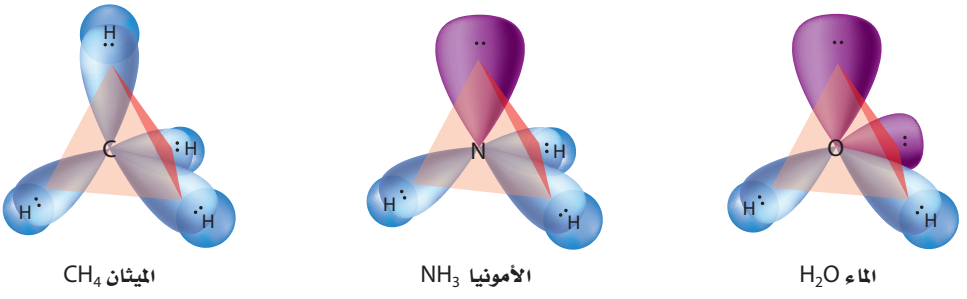
ماذا قرأت؟ **كوّن** قائمة بالأفلاك التي تكون رابطة سيجما في المركب التساهمي.

المفردات

المفردات الأكاديمية

التداخل

الوجود في المكان نفسه جزئيًّا. تداخل الممرين فوق الشارع الرئيس لتكوين مدخل مشترك.



الميثان CH_4 | الأمونيا NH_3 | الماء H_2O

الشكل 4-6 تكونت روابط سيجما في كل من هذه الجزيئات عندما تداخلت أفلاك ذرات الهيدروجين تداخلا جانبيًّا، طرف مقابل طرف آخر، مع فلك الذرة المركزية.

فسر ما نوع الأفلاك التي تتداخل لتكون رابطة سيجما في الميثان.

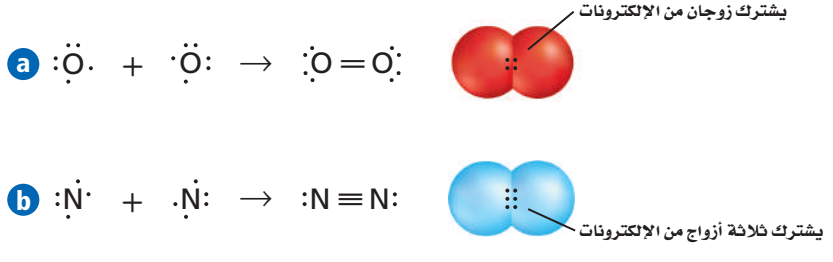
الروابط التساهمية المتعددة
Multiple Covalent Bonds

تكتسب الذرات، في بعض الجزيئات، التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة نفسه 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 حالة الإلكترونات الثمانية يكون مساويًا لعدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها.

الروابط الثنائية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما. فعلى سبيل المثال، يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات. وكما يوضح **الشكل 4–7a**. لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغازات النبيلة. 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 بينهما. ويحتوي النيتروجين N_2، الثنائي الذرات على رابطة تساهمية ثلاثية. وكما يوضح **الشكل 4–7b** تشترك كل ذرة نيتروجين في ثلاثة إلكترونات لتكون رابطة تساهمية ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى.

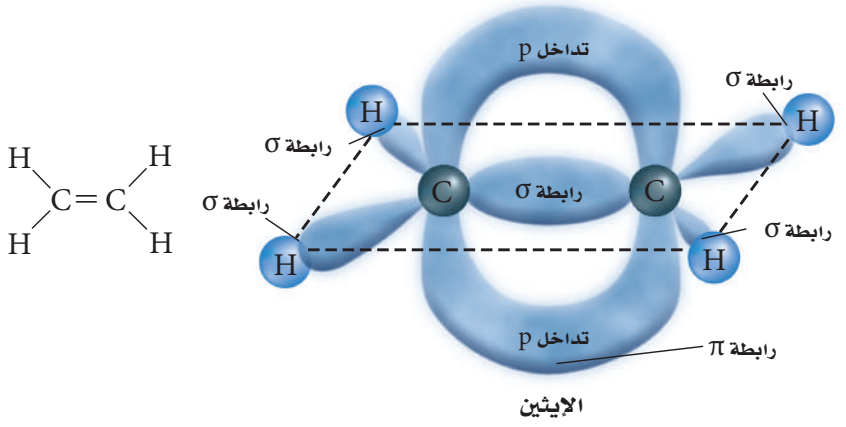
الرابطة باي π تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة **ورابطة باي** واحدة على الأقل. ويرمز إليها بالرمز الإغريقي π. وتتكون هذه الرابطة عندما تتداخل الأفلاك المتوازية وتشترك في الإلكترونات. وتشغل أزواج إلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أعلى الخط الذي يمثل اتحاد الذرتين معًا وأسفله.



الشكل 4-7 تتكون الروابط التساهمية المتعددة عندما تشترك ذرتان بأكثر من زوج من الإلكترونات:

a. تكوّن ذرتان من الأكسجين رابطة ثنائية

b. وتكوّن ذرتا نيتروجين رابطة ثلاثية.



الشكل 4-8 لاحظ كيف تتكون الرابطة التساهمية المتعددة بين ذرتي الكربون في الإيثين C_2H_4 من رابطة سيجما ورابطة باي. تقترب ذرتان من الكربون إحداهما من الأخرى لدرجة تسمح بالتداخل بين أفلاك p. وينتج عن ذلك الشكل الدائري رابطة باي π، وينتج عن ذلك سحابة إلكترونية.

من المهم أن نلاحظ أن الجزيئات التي لها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وروابط باي أيضًا. فالرابطة التساهمية الثنائية الموضحة في **الشكل 8–4** تتألف من رابطة باي واحدة ورابطة سيجما واحدة. أما الرابطة التساهمية الثلاثية فتتكون من رابطتي باي ورابطة سيجما واحدة.

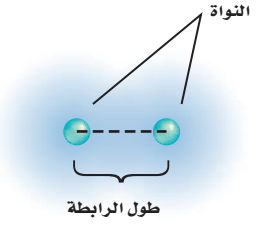
قوة الروابط التساهمية
The Strength of Covalent Bonds

تذكّر أن الرابطة التساهمية تتضمن قوى تجاذب وقوى تنافر في الجزيء، حيث تتجاذب الأنوية مع الإلكترونات، وتتنافر الأنوية مع الأنوية الأخرى، كما تتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى أيضًا. وعندما يختل هذا التوازن بين قوى التجاذب والتنافر يمكن كسر الرابطة التساهمية. ولاختلاف الروابط التساهمية في قوتها يسهل كسر بعض الروابط أكثر من غيرها. وهناك عوامل متعددة تؤثر في قوة الرابطة التساهمية.

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النواتين. وتعرف المسافة بين الأنوية عند أكبر قوة تجاذب بطول الرابطة، كما في **الشكل 9–4**. ويحدد ذلك بحجم الذرتين المترابطتين، وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة. ويوضح **الجدول 1–4** قائمة بطول الرابطة لجزيئات الفلور F_2 والأكسجين O_2 والنيتروجين N_2. إن طول الرابطة وقوتها مرتبطان أحدهما بالآخر؛ فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى، وكلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة. فالرابطة الأحادية للفلور F_2 أضعف من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2، وكذلك الرابطة الثنائية للأكسجين أضعف من الرابطة الثلاثية للنيتروجين.

ماذا قرأت؟ اربط نوع الرابطة التساهمية بطولها.

الشكل 4-9 يُقدّر 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

الشكل 4-10 يتطلب كسر رابطة C–C في الفحم النباتي وكسر رابطة O–O في أكسجين الهواء التزود بالطاقة. 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.

الطاقة والروابط يحدث تغير في الطاقة عند تكوّن أو تفكّك الروابط بين ذرات الجزيئات. وتنبعث الطاقة عند تكوّن الرابطة. إلا أننا نحتاج إلى الطاقة لتفكيك الرابطة. وتعرف الطاقة اللازمة لتفكيك رابطة تساهمية معينة بـ "طاقة تفكك الرابطة" وتكون مقدارًا موجبًا. 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** ، و**2–4**، إلى أنه كلما قل طول الرابطة زادت طاقة تفكك الرابطة، وأن مجموع طاقات تفكك الروابط جميعها في جزيء من مركبٍ ما يساوي مقدار الطاقة الكيميائية الكامنة في ذلك الجزيء.

ويُحدّد إجمالي طاقة التفاعل الكيميائي بمقدار طاقة تفكك الروابط ومقدار طاقة تكوّنها. ويحدث **التفاعل الماص للحرارة** 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 للحرارة** فيحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكون روابط المواد الناتجة أكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة.

الجدول 2-4	طاقة تفكك الرابطة
الجزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159kJ /mol
O_2	498kJ /mol
N_2	945kJ /mol

تقويم الدرس 4-1

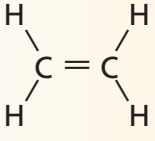
الخلاصة

- تتكـون الروابـط التسـاهمية عندما تشـترك الذرات في زوج أو أكثر من الإلكترونات.
- ينتج عن المشـاركة بـزوج واحد أو زوجين أو ثلاثـة أزواج مـن الإلكترونـات روابط تسـاهمية أحاديـة أو ثنائيـة، أو ثلاثيـة على الترتيب.
- تتكوّن روابط سيجما نتيجة التداخل المباشر للأفـلاك. أمـا روابط بـاي فتتكـون نتيجة تداخل الأفـلاك المتوازية. وتتكون الرابطة التسـاهمية الأحاديـة من رابطة سـيجما، في حـين تتكـون الرابطـة المتعـددة مـن رابطة سيجما ورابطة باي.
- يُقـاس طول الرابطـة من النـواة إلى النواة. ونحتاج إلى طاقة لتفكيك الرابطة.

7. **الفكرة الرئيسة** **حدّد** نوع الذرة التي تكوّن روابط تساهمية عمومًا.
8. **صف** كيف تنطبق حالة الثمانية على الروابط التساهمية.
9. **اشرح** باسـتعمال رمـوز لويس طريقة تكوين الروابط التسـاهمية الأحادية والثنائية والثلاثية.
10. **قارن** بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية.
11. **قارن** بين روابط سيجما وروابط باي.
12. **طبق** ارسـم منحنى بيانيًّا لطاقة التفـكك من بيانات **الجدول 2-4**، وطول الرابطـة مـن بيانات **الجـدول 1-4**، ثم صـف العلاقة بين طـول الرابطة، وطاقة التفكك.
13. **توقع** باسـتعمال جدول 2-4 الطاقة النسبية لتفكك الرابطة التساهمية لكل مما يأتي:

a. $H-C\equiv C-H$

b.



التراكيب الجزيئية

Molecular Structures

تساؤلات جوهرية

- **ما** هي الخطوات الرئيسية لرسم تركيب لويس؟
- **كيف** تشرح حدوث الرنين. وكيف تحدد بعض تراكيبه؟
- **ما** هي الجزيئات التي تشذ عن قاعدة الثمانية، ولماذا يحدث هذا؟

مراجعة المفردات

الرابطة الأيونية: قوة إلكتروستاتيكية تربط الجسيمات ذات الشحنات المختلفة بعضها مع بعض في المركب الأيوني.

المفردات الجديدة

الصيغة البنائية

الرنين

الرابطة التساهمية التناسقية

قاعدة الثمانية الممتدة

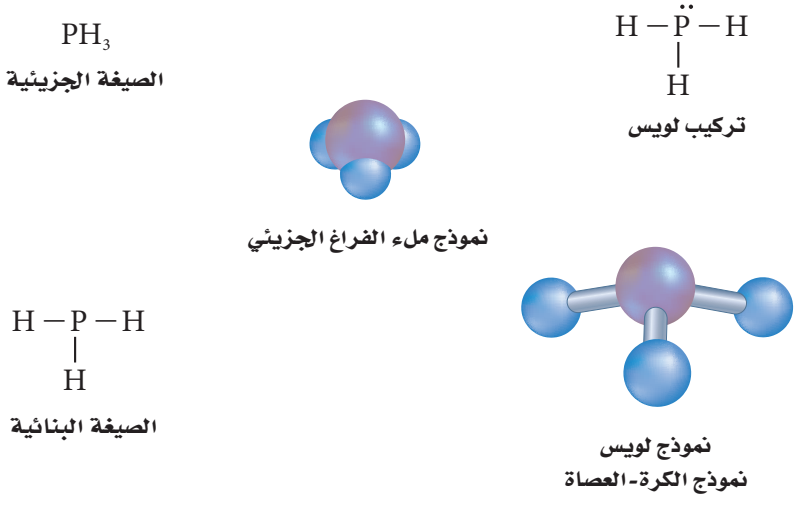
الفكرة الرئيسة **تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء.**

الربط مع الحياة عندما كنتَ صغيرًا قمت باللعب بقطع المكعبات التي يمكن تركيبها بطريقها محددة، لذا كنت تعلم أن شكل المجسم الذي بنيته يعتمد على الطريقة التي يتم بها تركيب المكعبات. وكذلك يتم بناء الجزيئات من ذراتها بطريقة مشابهة.

الصيغ البنائية Structural Formulas

عند دراسة الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية نستعمل النماذج لتمثيل الجزيء، وتبين الصيغ الجزيئية رموز العناصر، وتساعد كل من الأرقام السفلية على تعرّف نوع كل ذرة في الجزيء وعدد هذه الذرات. ويبين **الشكل 11–4** وجود أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيء. وقد تم توضيح 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 نموذج لتحديد أشكال الجزيئات.



الشكل 11-4 يمكن استخدام هذه النماذج جميعها لتوضيح أماكن الذرات والإلكترونات لجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).

قارن بين المعلومات المبينة في كل نموذج.

تراكيب لويس على الرغم من سهولة رسم تراكيب لويس لمعظم المركبات المكونة من اللافلزات إلا أنه من المفيد أن نتبع خطوات منتظمة لعمل ذلك؛ فكلما أردت أن ترسم تركيب لويس اتبع الخطوات المبينة في استراتيجية حل المسألة.

المرأة ونوبل للكيمياء

حصلت العالمة البريطانية «دورثي هودجكين» (ولدت في القاهرة سنة 1910م) على جائزة نوبل للكيمياء عام 1964، وذلك لعملها في تحديد هيكل المواد الكيميائية الحيوية، حيث تمكنت بعدها من فك رموز هيكل الأنسولين.

دورثي هودجكين (1910–1994)

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. وعليه تصبح باقي الذرات 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 والذرات الجانبية كلها.
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 الوحيدة حول كل ذرة جانبية (ما عدا الهيدروجين) مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقق قاعدة الثمانية، ثم عيّن أية أزواج إضافية للذرة المركزية.
6. حدد إذا كانت الذرة المركزية تحقق قاعدة الثمانية.

هل الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا كان الجواب لا فإنها لا تحقق قاعدة الثمانية. ولتحقيق قاعدة 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 لحل المسائل.

مثال 2–4

تركيب لويس لمركب تساهمي بروابط أحادية. تستخدم الأمونيا بوصفها خامًا لصناعة العديد من المواد الأخرى، ومنها مواد التنظيف والأسمدة والمتفجرات. ارسم تركيب لويس للأمونيا NH_3.

1 تحليل المسألة

تحتوي جزيئات الأمونيا على 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.

$$1\ \text{atom N} \times \frac{5\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom N}} + 3\ \text{atom H} \times \frac{1\ \text{إلكترون تكافؤ}}{1\ \text{atom H}} = 8\ \text{إلكترونات تكافؤ}.$$

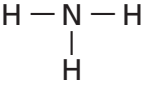
هناك 8 إلكترونات تكافؤ موجودة للترابط.

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.



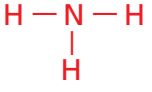
حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

اطرح عدد الأزواج المستعملة في هذه الروابط من العدد الإجمالي للإلكترونات المتوافرة للترابط.

4 أزواج (المجموع الكلي) – 3 أزواج المستعملة = زوج واحد غير مرتبط

يكون الزوج المتبقي هو الزوج غير المرتبط، ويجب أن يضاف إلى الذرة المركزية أو إلى الذرات الجانبية. ولأن ذرات الهيدروجين تقبل رابطة واحدة فقط فإنها لا تستقبل زوجًا غير مرتبط 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 وزوج واحد غير مرتبط للحصول على حالة الثمانية المستقرة.

مسائل تدريبية

14. ارسم تركيب لويس لجزيء AlH_3.

15. تحدّ يحتوي جزيء ثلاثي فلوريد النيتروجين على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس للجزيء.

مثال 3–4

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 المرتبطة.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوفرة غير المرتبطة.

8 أزواج (المجموع الكلي) – زوجين مستخدمين = 6 أزواج غير مرتبطة

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة إلى كل ذرة أكسجين جانبية.

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوافرة المتبقية.

6 أزواج غير مرتبطة – 6 أزواج غير مرتبطة = 0 أزواج غير مرتبطة

تفحص التركيب غير المكتمل، وبين مواقع الأزواج غير المرتبطة. لاحظ أن ذرة الكربون ليس لها ثمانية إلكترونات ولا توجد أزواج إلكترونات إضافية متاحة. ولحصول ذرة الكربون على ثمانية إلكترونات، يجب أن يكوِّن 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 قاعدة الثمانية.

مسائل تدريبية

16. ارسم تركيب لويس للإيثلين C_2H_4

17. **تحدّ** يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على أزواج غير مرتبطة وأزواج مرتبطة متعددة. ارسم تركيب لويس للجزيء.

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 للإلكترونات 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 للإلكترونات الموجودة في الرابطة نجد أولاً العدد المتوافر لدى الذرات الموجودة في الأيون، ثم نطرح شحنة الأيون إن كان موجبًا أو نجمع شحنته إن كان سالبًا.

مثال 4–4

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 له أقل قوة جذب للإلكترونات المشتركة، تصبح ذرة الفوسفور هي الذرة المركزية وذرات الأكسجين الأربع هي الذرات الجانبية.

2 حساب المطلوب

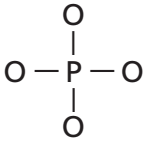
جد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

$$1\ \text{atom P} \times \frac{5\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom P}} + 4\ \text{atom O} \times \frac{6\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom O}} + 1 + 3\ \text{إلكترونات من الشحنة السالبة} = 32\ \text{إلكترون تكافؤ}$$

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.



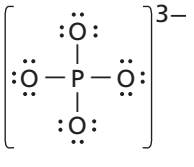
اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوفرة.

16 زوجًا (المجموع الكلي)– 4 أزواج مستخدمة = 12 زوجًا غير مرتبط

ضع ثلاثة أزواج غير مرتبطة لكل ذرة أكسجين جانبية

12 زوجًا غير مرتبطًا – 12 زوجًا مستخدمًا =0

تبين عملية طرح الأزواج الوحيدة المستخدمة من الأزواج المتوافرة عدم وجود إلكترونات متوافرة لذرة الفوسفور. يبين الشكل الجانبي تركيب لويس لأيون الفوسفات.



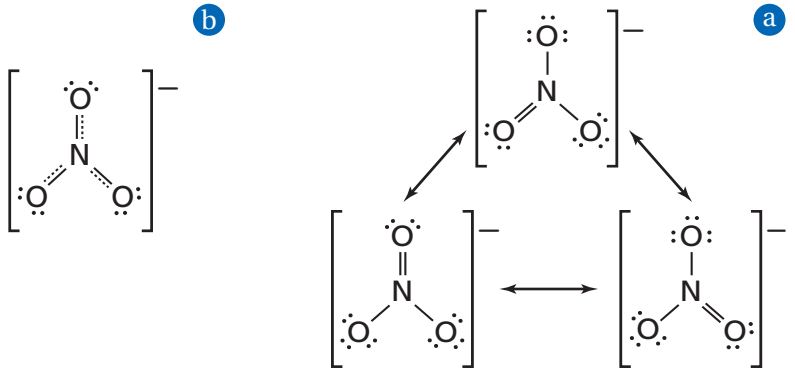
3 تقويم الإجابة

حققت الذرات حالة الثمانية إلكترونات والشحنة الكلية للمجموعة هي3–

مسائل تدريبية

18. ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+

19. تحدّ يحتوي أيون ClO_4^- على عدد من الأزواج غير المرتبطة. ارسم تركيب لويس له.



الشكل 12-4 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 واحد صحيح، وذلك حينما يكون للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات روابط أحادية وثنائية في الوقت نفسه. ولأيون النترات المتعدد الذرات المبين في **الشكل 12a–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 المرتبطة 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، يتصرف وكأن له بناءً واحدًا فقط. انظر **الشكل 12b–4**، تظهر القياسات العملية أن أطوال الروابط المحسوبة في المختبر متماثلة. وتكون الروابط أقصر من الروابط الأحادية ولكنها أطول من الروابط الثنائية. ويكون الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين. وبالتالي لا يمثل أيّ شكل من الأشكال الثلاثة الأيون الحقيقي للنترات، والأسهم لا تعني أنه يتم الانتقال من شكل إلى آخر، بل تعني أن هذه الأشكال متماثلة وأن التعبير عن الأيون بأحد هذه الأشكال ليس التعبير الوحيد ولا ينفي وجود الشكلين الآخرين.

مسائل تدريبية

ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

20. NO_2^- **21.** SO_2 **22.** O_3

23. تحدّ ارسم أشكال رنين لويس للأيون SO_3^{2-}

استثناءات قاعدة الثمانية Exceptions to the Octet Rule

عادة ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى. ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع قاعدة الثمانية، وهناك بعض الأسباب لهذه الاستثناءات.

المفردات

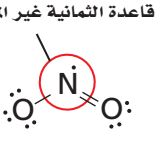
الاستعمال الشائع والاستعمال العلمي.

الرنين

الاستعمال العلمي ظاهرة تنسب إلى استقرار الجزيء، اهتزازات كبيرة تحدث نظامًا ميكانيكيًّا تحت تأثير اهتزاز مؤثر خارجي. وللجزيء الجديد عدة أشكال رنين.

الاستعمال الشائع نوعية الغناء أو التنوع. صوت الفرقة الموسيقية له رنين.

الشكل 13-4 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 قاعدة الثمانية. فهي تحتوي سبعة إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.



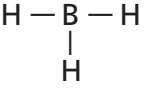
الشكل 4-14 تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا، تقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.

فسّر هل تحقق الرابطة التساهمية التناسقية في هذا الجزيء قاعدة الثمانية؟

إلكترونات التكافؤ الفردية أولاً: 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 و 12 من الأكسجين، أيْ أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ، لذا لا يمكنه تكوين عددٍ صحيح من أزواج الإلكترونات. انظر **الشكل 13–4**.

وتعد ClO_2، NO أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد.

حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية تُعزى الحالات الاستثنائية الأخرى لقاعدة 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، وهذا أقل كثيرًا من عدد الإلكترونات الثمانية. وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل، ويمكن أن تشارك بزوج إلكترونات كامل ممنوح من ذرة أخرى.

تتكون **الرابطة التساهمية التناسقية** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرة أخرى أو أيونًا آخر، بحاجة إلى إلكترونين ليكوّنا ترتيبًا إلكترونيًّا مستقرًّا بأقل طاقة وضع. انظر **الشكل 14–4**، عادة ما تكوِّن الذرات، أو الأيونات، ذات الأزواج غير المرتبطة روابط تساهمية تناسقية مع ذرات أو أيونات تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

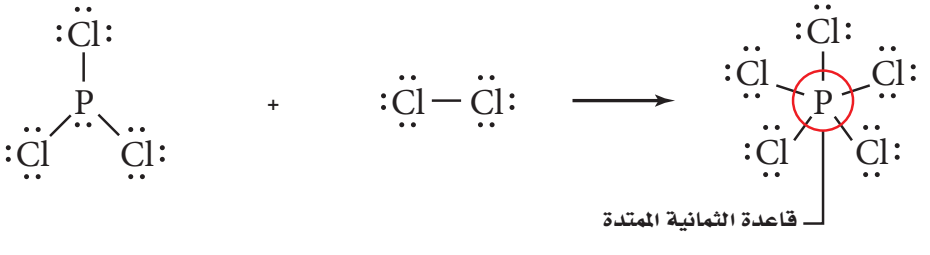
ملاحظة توجيهية

يكون التقويم التكويني والتحصيلي للطالب في أمثلة الكتاب الدراسي ولا يتطرق إلى الأمثلة المعقدة مثل «قاعدة الثمانية غير المكتملة» وما شابهها.

قاعدة الثمانية الممتدة للمجموعة الثالثة من المركبات التي لا تتبع قاعدة الثمانية ذرة مركزية تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ. ويُسمى هذا التركيب الإلكتروني **بقاعدة الثمانية الممتدة**.

ويمكن تفسير قاعدة الثمانية الممتدة بالأخذ بعين الاعتبار الفلك d الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها. ويبين **الشكل 15–4** مثالاً على قاعدة الثمانية الممتدة، وهو تكون روابط الجزيء PCl_5 . تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في فلك s واحد، وثلاثة أفلاك p وفلك d واحد.

الشكل 4-15 قبل التفاعل بين PCl_3 و Cl_2 تتبع كل ذرة قاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج PCl_5 الذي له قاعدة ثمانية ممتدة تحتوي على عشرة إلكترونات.



مثال 5–4

تراكيب لويس: استثناءات قاعدة الثمانية الزينون غاز نبيل، يكون بعض المركبات عند تفاعله مع اللافلزات الشديدة الجذب للإلكترونات. ارسم تركيب لويس الصحيح للجزئ XeF_4 .

1 تحليل المسألة

لديك الجزيء XeF_4 الذي يحتوي على ذرة Xe واحدة، وأربع ذرات F. ولأن جاذبية Xe للإلكترونات قليلة لذلك يُكَوّن الذرة المركزية.

2 حساب المطلوب

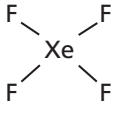
أولاً يجب أن نجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ.

$$\frac{8 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \cancel{\text{atom Xe}}} \times 1 \cancel{\text{atom Xe}} + \frac{7 \text{ إلكترونات تكافؤ}}{1 \cancel{\text{atom F}}} \times 4 \cancel{\text{atom F}} = 36 \text{ إلكترون تكافؤ}$$

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



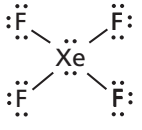
حدد عدد الأزواج غير المرتبطة

18 زوجًا (المجموع الكلي) – 4 أزواج مستخدمة = 14 زوجًا غير مرتبط

أضف ثلاثة أزواج إلكترونات إلى كل ذرة F للحصول على الثمانية. وجد عدد الأزواج غير المرتبطة.

$$14 \text{ زوجًا} - \frac{3 \text{ أزواج}}{1 \cancel{\text{atom F}}} \times 4 \cancel{\text{atom F}} = \text{زوجين غير مرتبطين}$$

ضع الزوجين غير المرتبطين على ذرة Xe المركزية



3 تقويم الإجابة

يعطي هذا التركيب ذرة الزينون ما مجموعه 12 إلكترونًا. ويعد ذلك زيادة على قاعدة الثمانية امتدادًا للقاعدة في حالة وجود ست روابط. تعد مركبات الزينون مثل XeF_4 سامة بسبب قدرتها العالية على التفاعل.

مسائل تدريبية

ارسم تراكيب لويس الممتدة للجزيئات الآتية :

24. ClF_3

25. PCl_5

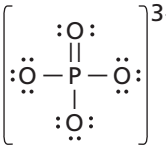
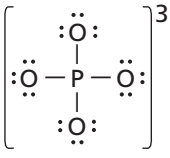
26. تحدّ ارسم تراكيب لويس للجزيء الناتج عن ارتباط 6 ذرات فلور مع ذرة كبريت بروابط تساهمية.

والمثال الآخر هو جزيء SF_6 الذي يحتوي على ست روابط تتشارك 12 إلكترونًا في فلك s وثلاثة أفلاك p، واثنين من أفلاك d.

وعندما نرسم بناء لويس لهذه المركبات فإما أن نضيف أزواج إلكترونات غير مرتبطة للذرة المركزية، أو أن يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزيء.

تراكيب لويس الأكثر استقرارا يمكن لك أن ترسم أكثر من تركيب لويس لنفس الجزيء أو الأيون. لكن يوجد دائما تركيب يمتاز عن باقي التراكيب باستقراره الكيميائي. بما أن الإلكترونات يتغير توزيعها بين الذرات من تركيب إلى آخر ولا يتغير عددها، فإن الشكل الأكثر ثباتا في تراكيب لويس هو الشكل الذي يحتوي على أكثر عدد ممكن من الروابط التساهمية بين الذرات والتي تتحقق من خلالها قاعدة الثمانية أو قاعدة الثمانية الممتدة لجميع أو أغلب الذرات في الجزيء أو الأيون.

مثلا:

بالنسبة لأيون الفوسفات (PO_4^{3-})، فإن التركيب  أفضل وأكثر استقرارا من التركيب 

وبالنسبة لجزيء ثاني أكسيد الكبريت (SO_2)، فإن التركيب $\ddot{O}=\ddot{S}=\ddot{O}$ أفضل وأكثر استقرارا من التركيب $:\ddot{O}-\ddot{S}=\ddot{O}$

لاحظ هنا أن الكبريت أصبح يحقق قاعدة الثمانية الممتدة بعشر إلكترونات وذرة الأكسجين على اليسار أصبحت أكثر استقرارًا لأنها في حاجة إلى رابطتين. تذكر أن الأكسجين له تكافؤ يساوي 2. عمومًا وبالنسبة للعناصر المثالية، تستقر التراكيب عندما يكون عدد الروابط التي يكوّنها العنصر يساوي عدد الإلكترونات المفردة لهذا العنصر.

ماذا قرأت؟ **لخص** الأسباب الثلاثة التي تجعل جزئ ما لا ينتمي إلى الجزيئات التي تحقق قاعدة الثمانية.

تقويم الدرس 2-4

الخلاصة

- هناك أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عندما يكون هناك أكثر من شكل لويس للجزيء الواحد.
- تشذ بعض الجزيئات عن قاعدة الثمانية.

27. الفكرة الرئيسة **اشرح** المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية للجزيء.

28. **اذكر** الخطوات الضرورية لرسم تراكيب لويس.

29. **لخص** استثناءات قاعدة الثمانية من خلال عمل أزواج من الجزيئات والعبارات الآتية: PCl_5 ، و ClO_2 ، و BH_3 ، وعدد فردي من إلكترونات التكافؤ، وقاعدة الثمانية الممتدة، وأقل من ثمانية.

30. **قوّم** يقول أحد الطلاب إن بإمكان المركبات الثنائية التي تحتوي على روابط سيجما فقط إظهار خاصية الرنين. هل هذه العبارة صحيحة؟

31. **ارسم** أشكال الرنين لجزيء N_2O أكسيد ثنائي النيتروجين.

32. **ارسم** تراكيب لويس لكل من CN^- ، و SiF_4 ، و HCO_3^- ، و AsF_6^-

4–3

تساؤلات جوهرية

- **ما** المقصود بنموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR؟
- **كيف** يمكن توقع الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء؟
- **ما** معنى التهجين؟

مراجعة المفردات

الأفلاك الذرية: المنطقة الموجودة حول نواة الذرة والتي تحدد احتمال مكان وجود الإلكترونات.

المفردات الجديدة

نموذج VSEPR

التهجين

أشكال الجزيئات Molecular Shapes

الفكرة الرئيسة **يستعمل نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR لتحديد شكل الجزيء.**

الربط مع الحياة هل قمت بدلك بالونين بشعرك لتوليد شحنة كهربائية ساكنة؟ وإذا وضعت البالونين أحدهما بجانب الآخر فسوف يتنافران بسبب شحنتيهما المتشابهتين، ويبتعدان أحدهما عن الآخر. وكذلك الحال مع الشحنات؛ فإن أشكال الجزيئات تتأثر بقوى التنافر الإلكترونية.

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR Model

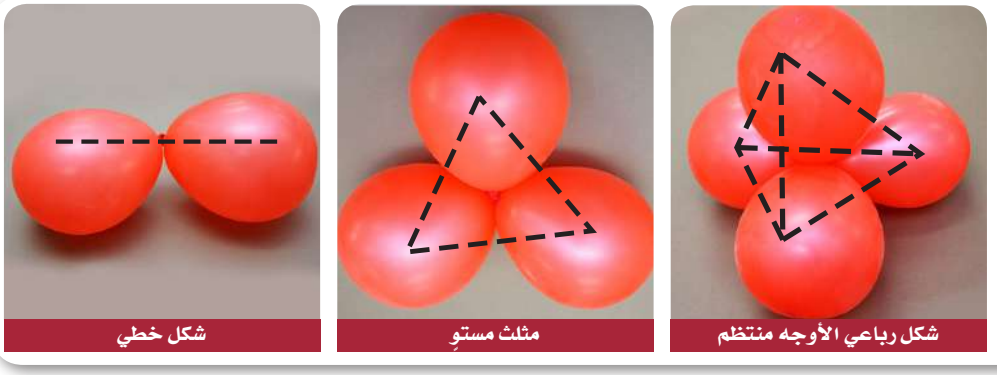
يُحدّد شكل الجزيء الكثير من خواصه الفيزيائية والكيميائية. وعادة ما تحدِّد أشكال جزيئات المواد المتفاعلة ما إذا كان بعضها يستطيع الاقتراب من بعض للسماح بحدوث التفاعل أم لا. تحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل أفلاك الإلكترونات المشتركة معًا شكل الجزيء. وقد طُوّرت أكثر من نظرية لشرح تداخل أفلاك الترابط، ويمكن استخدامها في توقع شكل الجزيء. كما يمكن معرفة شكل الجزيء عندما نرسم تراكيب لويس له. ويُسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء **بنموذج VSEPR** (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ). ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

زاوية الرابطة ولفهم نموذج VSEPR على نحو أفضل، تخيل بالونات منتفخة بحجوم متماثلة ومربوطة بعضها مع بعض كما في **الشكل 16–4**؛ حيث يمثل كل بالون منطقة سحابة إلكترونية، وتمنع قوة تنافر كل منطقة سحابة إلكترونية 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 بينهما.

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة، وتعمل هذه القوى على تحديد مواقع الذرات في الجزيء عند زوايا ثابتة بعضها بالنسبة إلى بعض.

وتعرف الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة. وتكون قيم زوايا الرابطة التي يمكن توقعها بـ VSEPR مدعومة بأدلة تجريبية.

وتؤثر أزواج الإلكترونات غير المرتبطة أيضًا في تحديد شكل الجزيء؛ إذ تحتل هذه الإلكترونات أفلاكًا أكبر مقارنة بالإلكترونات المشتركة. لذا تقترب أفلاك الأزواج الرابطة المشتركة بعضها بجانب بعض؛ تحت تاثير وجود الأزواج غير المرتبطة.



الشكل 16-4 تبتعد أزواج الإلكترونات في الجزيء بعضها عن بعض، 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.

الربط مع علم الأحياء يعد شكل جزيئات الطعام عاملاً مهمًّا في تحديد طعمها، حيث تملأ أنسجة التذوق سطح اللسان، ويحتوي كل نسيج ما بين 100 – 50 خلية تذوق. وتحدد خلايا التذوق 5 نكهات، هي الحلو والمر والمالح والحامض ونكهة طعم جلوتومات الصوديوم الأحادية MGS. ويمكن لكل خلية أن تحدد 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 تلتصق هذه الجزيئات بنسيج الطعم الحلو تبعث خلاياه رسالة بأن المادة حلوة. وكلما ازداد عدد جزيئات الطعام ذات المذاق الحلو زادت حلاوة الطعام. فالسكر والمُحلِّيات المصنعة ليست الجزيئات الحلوة الوحيدة؛ فبعض البروتينات الموجودة في الفاكهة تعد جزيئات حلوة. ولقد تم إدراج بعض أشكال الجزيئات المعروفة في **الجدول 3–4**.

التهجين Hybridization

يحدث التهجين عند دمج شيئين معًا، حيث يكون للشيء الهجين خواص كلا الشيئين معًا. فمثلاً، السيارات الهجينة تستخدم الكهرباء والبنزين كمصادر للطاقة. وخلال الترابط الكيميائي يخضع العديد من الأفلاك الذرية لعملية التهجين. ولفهم ذلك، ادرس رابطة جزيء الميثان CH_4. فلذرة الكربون 4 إلكترونات تكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني هو $[He]2s^2 2p^2$. وربما تتوقع أن يرتبط الإلكترونان المنفردان من p بذرات أخرى، وأن تبقى إلكترونات 2s كأزواج غير مرتبطة. ولكن ترتبط ذرة الكربون بعملية **التهجين**؛ حيث تختلط الأفلاك الذرية لتكوّن أفلاكًا مهجّنة جديدة.

يبين **الشكل 17–4** الأفلاك الهجينة في ذرة الكربون، حيث يحتوي كل فلك مهجن على إلكترون واحد يمكن أن يشترك مع ذرة أخرى، ويُسمى بالفلك المهجن sp^3 لأنه يتكون من فلك s وثلاثة أفلاك p. ويعد الكربون أشهر العناصر التي تخضع لعملية التهجين.

ويكون عدد الأفلاك الذرية التي تختلط معًا وتكوّن الفلك المهجن مساويًا لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات، كما في **الجدول 3–4**. بالإضافة إلى ذلك يكون عدد الأفلاك المهجنة الناتجة مساويًا عدد الأفلاك الذرية المتداخلة، ويطلب منك تهجين الأفلاك s وp فقط.

فعلى سبيل المثال، لـ $AlCl_3$ ثلاثة أزواج من الإلكترونات، ويتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء مثلثًا مستويًا. وينتج هذا الشكل عند تداخل فلك واحد من s وفلكين p في الذرة المركزية Al وتكوين ثلاثة أفلاك هجينة متشابهة sp^2.

تحتل الأزواج غير المرتبطة أفلاكًا مهجنة أيضًا. قارن بين الأفلاك المهجنة في H_2O و $BeCl_2$ والموجودة في **الجدول 3–4**، حيث يحتوي كل من المركبين على ثلاث ذرات. فلماذا يحتوي جزيء H_2O على أفلاك sp^3؟ هناك زوجان غير مرتبطين على ذرة الأكسجين المركزية في H_2O، لذا يجب أن يكون هناك أربعة أفلاك مهجنة، اثنان للربط واثنان لأزواج غير مرتبطة.

تذكّر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة ورابطة باي واحدة أو أكثر. تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط أفلاكًا مهجنة مثل sp و sp^2، أما بقية أفلاك p غير المهجنة فتكوّن رابطة باي. ومن المهم أن نعلم أن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية تحتوي على فلك مهجن واحد. لذا فإن CO_2 يحتوي على رابطتين ثنائيتين ويكون الفلك المهجن من نوع sp.

ماذا قرأت؟ اذكر عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط في الفلك المهجن.

المفردات

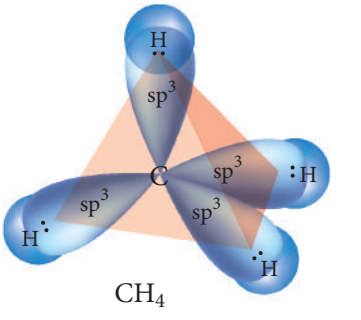
أصل الكلمة

مثلث مستوٍ

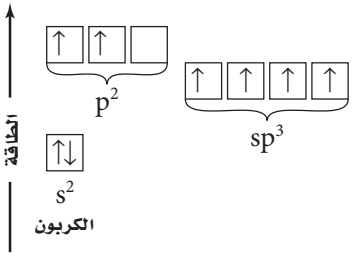
من أصل لاتيني، وتعني شكل ثلاث زوايا في سطح مستوٍ.

الشكل 17-4 تحتل إلكترونات ذرة الكربون في أفلاك 2s و 2p أفلاكًا مهجنة من نوع sp^3. لاحظ أن قيمة طاقة الأفلاك تعادل متوسط طاقة وضع أفلاك s و p الأصلية. وتبعًا لنظرية VSEPR فإن الشكل الرباعي الأوجه المنتظم يقلل التنافر بين الأفلاك المهجنة في جزيء CH_4.

حدد كم وجهًا يحتوي الشكل الرباعي الأوجه المنتظم الناتج عن أفلاك sp^3



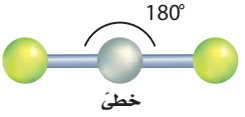
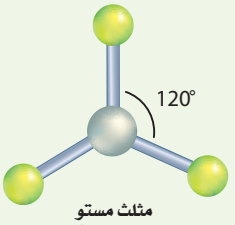
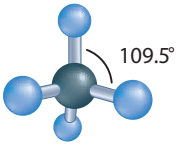
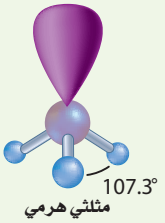
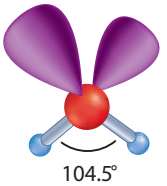
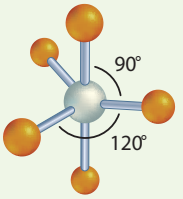
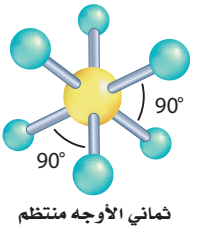
CH_4



مطلوب منك شرح أنواع التهجين Sp- Sp2- Sp3 للكربون، والتهجين Sp3 لكلّ من الأكسجين في H_2O والفوسفور في PH_3.

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفصوص فتمثل أزواج الإلكترونات غير المرتبطة

الجدول 3-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير المرتبطة	الأفلاك المهجنة	أشكال الجزيئات
$BeCl_2$	2	2	0	sp	 خطيّ
$AlCl_3$	3	3	0	sp^2	 مثلث مستوٍ
CH_4	4	4	0	sp^3	 رباعي الأوجه منتظم
PH_3	4	3	1	sp^3	 مثلثي هرمي
H_2O	4	2	2	sp^3	 منحني
$NbBr_5$	5	5	0	sp^3d	 ثنائي الهرم مثلثي (السداسي الأوجه)
SF_6	6	6	0	sp^3d^2	 ثماني الأوجه منتظم

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 خطيًّا

تكون أزواج الإلكترونات الثلاثة المكونة للروابط في المركب $AlCl_3$ على أكبر مسافة بينها عندما تكون على شكل مثلث مستوٍ وزواياه 120° بين كل منها.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط مثل CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظم وزاوية الرابطة 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 المترابطة مقارنة بالأزواج المترابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج هرمًا ثلاثيًّا مع زاوية رابطة 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير مرتبطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير المرتبطة زاوية مقدارها 104.5° والنتيجة شكل منحنٍ.

اطلاع حر

لجزيء $NbBr_5$ خمسة أزواج من الإلكترونات المترابطة، لذا يقلّل الشكل الثنائي الهرم الثلاثي من التنافر بين أزواج الإلكترونات التساهمية.

ليس لجزيء SF_6 أزواج إلكترونات غير مرتبطة مع الذرة المركزية، ومع ذلك فله ستة أزواج مرتبطة مرتبة حول الذرة المركزية لتكوّن شكلاً ثماني الأوجه.

مثال 6–4

ما شكل الجزيء؟ ثلاثي هيدريد الفوسفور غاز عديم اللون يتكون عندما تتحلل بقايا المواد العضوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والأفلاك المهجنة فيه.

1 تحليل المسألة

نعلم من المعطيات أن الجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور، وله 3 ذرات هيدروجين جانبية متصلة بذرة فوسفور مركزية.

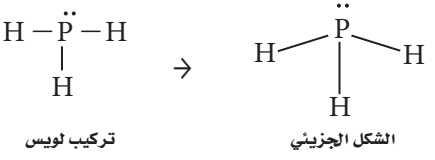
2 حساب المطلوب

$$1\ \text{atom P} \times \frac{5\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \text{atom P}} + 3\ \text{atom H} \times \frac{1\ \text{إلكترون تكافؤ}}{1\ \text{atom H}} = 8\ \text{إلكترونات تكافؤ}.$$

حدد العدد الكلي للأزواج المرتبطة

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

ارسم شكل لويس باستخدام زوج من الإلكترونات بين كل ذرة هيدروجين وذرة فوسفور مركزية، وضع الزوج غير المرتبط على ذرة الفوسفور.



تركيب لويس — الشكل الجزيئي

الشكل الجزيئي مثلث هرمي ويكون مقدار زاوية الرابطة 107° ونوع التهجين sp^3 في الأفلاك المهجنة.

3 تقويم الإجابة

كل أزواج الإلكترونات مستخدمة، وكل ذرة لها التوزيع الإلكتروني المستقر.

مسائل تدريبية

ما شكل الجزيء ومقدار زاوية الرابطة في الأفلاك المهجنة في كل مما يأتي:

33. BF_3 **34.** OCl_2 **35.** BeF_2 **36.** CF_4

37. **تحدّ** ما شكل أيون NH_4^+ وقيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين ؟

تقويم الدرس 4-3

الخلاصة

- تنص نموذج VSEPR على أن أزواج الإلكترونات يتنافر بعضها مع بعض، وتحدد شكل الجزيء وزوايا الترابط فيه.
- يفسّر التهجين أشكال الجزيئات المعروفة من خلال أفلاك التهجين المتكافئة.

38. **الفكرة الرئيسة** **لخص** نموذج VSEPR للترابط.

39. **عرّف** زاوية الرابطة.

40. **اشرح** كيف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير مترابط في المسافات بين أفلاك الروابط المشتركة.

41. **قارن** بين حجم الفلك الذي يحتوي زوج إلكترون مشتركًا وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير مرتبط.

42. **حدّد** نوع الأفلاك المهجنة وزوايا الروابط الظاهرة في جزيء له شكل رباعي الأوجه منتظم.

43. **قارن** بين شكل الجزيء والأفلاك المهجنة لكل من جزيئات PF_3 وPF_5. واشرح الفرق بين شكليهما.

44. **اكتب** كلًّا مما يأتي في جدول: تركيب لويس، شكل الجزيء وزاوية ربط الأفلاك المهجنة لكل من: NCl_3، وCCl_2F_2، و H_2Se، وCH_2O، و CS_2

تساؤلات جوهرية

- **كيف** تستخدم الكهروسالبية لتحديد نوع الرابطة؟
- **كيف** تميز بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية والجزيئات القطبية وغير القطبية؟
- **ما** هي 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

الكهروسالبية والقطبية
Electronegativity and Polarity

الفكرة الرئيسة **تعتمد خواص الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.**

الربط مع الحياة كلما كنت أقوى، استطعت أداء التمارين بسهولة. وكما تختلف قدرة الناس على أداء التمارين تختلف كذلك 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. وباستثناء الغازات النبيلة، يزداد الميل الإلكتروني بزيادة العدد الذري عبر الدورة، ويقل بزيادة العدد الذري أسفل المجموعة. يساعد مقياس الكهروسالبية، الظاهر في **الشكل 18–4**، 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 تحديد مقادير الكهروسالبية النسبية، في حين يتم قياس قيم الميل الإلكتروني عمليًا.

الكهروسالبية يوضح الجدول الدوري في **الشكل 18–4** مقادير الكهروسالبية للعناصر. لاحظ أن للفلور أكبر قيمة كهروسالبية 3.98 في حين 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																	
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89	57 La 1.10	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9	89 Ac 1.1															

فلز
شبه فلز
لافلز

الشكل 18-4 تحسب قيم الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن مقادير الكهروسالبية لسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات غير الظاهرة في الجدول تقع بين 1.12 و1.7.

الجدول 4-4 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 كل من الذرات الرابطة للإلكترونات.

كما يبين **الجدول 4–4** إمكانية توقع نوع الرابطة باستعمال فرق الكهروسالبية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق الكهروسالبية للإلكترونات 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 الروابط التساهمية بين الذرات 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 تكون رابطة أيونية.

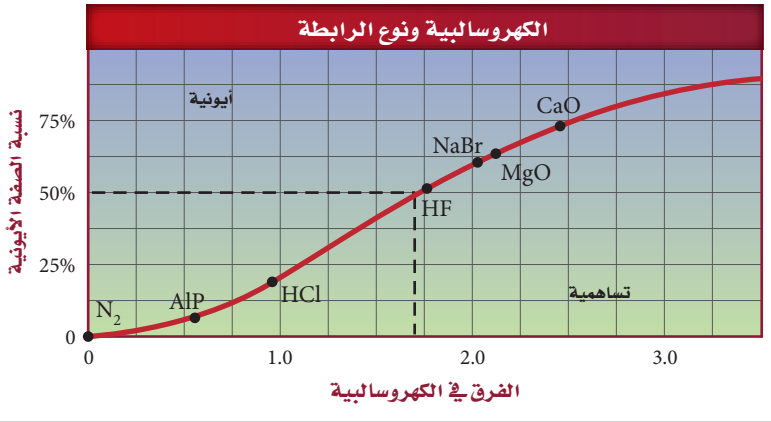
لا يمكن أن تكون الرابطة أيونية أو تساهمية بصورة كاملة. وفي الغالب تكوّن الصفة الأيونية 50%، وتشكل الصفة التساهمية 50% من الرابطة عندما يكون فرق الكهروسالبية 1.7 وكلما زاد فرق الكهروسالبية ازدادت نسبة الصفة الأيونية في الرابطة.

وعادةً تتكون الرابطة الأيونية عندما يكون فرق الكهروسالبية أكبر من 1.7. ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع مشاهدات التجارب العملية بين لا فلزين. ويلخص **الشكل 19–4** مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما مقدار الصفة الأيونية في الرابطة عند 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؟

استخدم التكنولوجيا

صمم منحنيات تبين الفروق في الكهروسالبية بين مختلف العناصر في الجدول الدوري، وقارنها بالشكل 4-18



الشكل 19-4 يوضح الرسم البياني فرق الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ويحدد نسبة الصفة الأيونية في الرابطة. فوق 50% تكون الصفة والروابط أيونية.

اختبار الرسم البياني

حدد نسبة الخواص الأيونية لأكسيد الكالسيوم.

الشكل 4-20 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

مهن في الكيمياء

كيميائيو التغذية يجب على كيميائي التغذية معرفة كيف تتفاعل المواد وتتغير تحت الظروف المتنوعة. يعمل معظم كيميائيو التغذية لدى الشركات الصانعة لنكهات الطعام والشراب. ويتم تدريبهم مدة خمس سنوات في مختبرات التغذية، وعليهم اجتياز اختبار شفوي، ثم العمل تحت إشراف خبير آخر مدة سنتين.

الروابط التساهمية القطبية Polar Covalent Bonds

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات الإلكترونات 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 أحد الذرات، لذا تمضي الإلكترونات وقتًا أطول حول هذه الذرة، وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

ويستخدم الحرف الإغريقي δ ليمثل الشحنة الجزئية في الرابطة التساهمية القطبية. وتمثل δ^- شحنة جزئية سالبة، في حين تمثل δ^+ شحنة جزئية موجبة. وتضاف δ^- و δ^+ إلى الشكل الجزيئي لتوضيح قطبية الرابطة التساهمية، كما في **الشكل 20–4**.

تكون الذرة ذات الكهروسالبية الأكبر عند طرف الشحنة الجزئية السالبة. أما الذرة ذات الكهروسالبية الأقل فتكون عند طرف الشحنة الجزئية الموجبة. وتعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية الأقطاب (ذات القطبين).

القطبية الجزيئية تكُون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية. ويعتمد نوع الرابطة على مكان الروابط التساهمية فيها وطبيعتها. ومن الخواص المميزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي، إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي. وتحمل الجزيئات القطبية الثنائية القطب شحنات جزئية عند أطرافها، لذا تكون الكثافة الإلكترونية غير متساوية عند الطرفين. وينتج عن ذلك تأثر الجزيئات القطبية بالمجال الكهربائي والانتظام داخله.

القطبية وشكل الجزيء يمكنك معرفة سبب كون بعض الجزيئات قطبية وبعضها الآخر غير قطبية بمقارنة جزيء الماء H_2O وجزيء رباعي كلوريد الكربون CCl_4. حيث لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. وتبعًا لمعلومات **الشكل 18–4**. فإن الفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24، والفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0.61. وبسبب الاختلاف في الكهروسالبية فإن رابطة H – O وروابط C – Cl جميعها روابط تساهمية قطبية.

$\delta^+ \quad \delta^-$ $\qquad\qquad$ $\delta^+ \quad \delta^-$

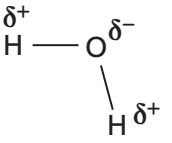
H–O $\qquad\qquad$ C–Cl

واعتمادًا على الصيغ الجزيئية نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية.

ماذا قرأت؟ طبق لماذا ينحني مجرى الماء البطيء من الصنبور عندما يقترب منه بالون مشحون بالكهرباء الساكنة؟

الشكل 4-21 شكل الجزيء يحدّد قطبيته.

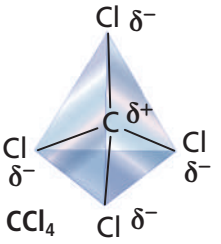
a



H_2O

يجعل الشكل المنحني جزيء الماء جزيئًا قطبيًّا.

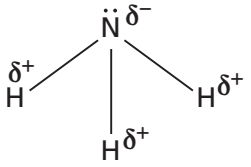
b



CCl_4

ينتج عن تماثل جزيء CCl_4 تساوٍ في توزيع الشحنة، لذا يكون الجزيء غير قطبي.

c



NH_3

ينتج عن شكل جزيء الأمونيا غير المتماثل عدم التساوي في توزيع الشحنة فيكون الجزيء بذلك 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 4–21a**. 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 4–21b**، 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 4–21c** قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين جانبية، وله شكل هرمي ثلاثي الأوجه بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة الظاهرة على ذرة النيتروجين. وباستخدام **الشكل 4–18** 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 الجزيئات الموجودة مدى قابليتها 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 4–22**.

الشكل 4-22 الجزيئات التساهمية المتماثلة ومنها الزيت ومعظم المنتجات النفطية- هي 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؟

خواص المركبات التساهمية
Properties of Covalent Compounds

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما الشكل الخارجي 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 (بين الجزيئات) 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. وتعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئية أو قوى فاندرفال أو التشتت Van der Waals. وتختلف هذه القوى في مقاديرها، ولكنها أضعف من قوى الربط التي تجمع الذرات في الجزيء أو الأيونات في المركب الأيوني.

هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئية، ومنها القوى الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تُسمى قوى التشتت، أو القوى القطبية المولدة. وتُسمى القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية بقوى ثنائية القطب. وكلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى. أما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أقواها. وتتكون بين نهاية ذرة هيدروجين في مركب ثنائي القطب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور على القطب الآخر.

مختبر حل المشكلات

تفسير النتائج

كيف تؤثر قطبية الماء (الصنف المتحرك) في نتائج تحليل بيانات الكروماتوجرام (تحليل صبغات الألوان)؟

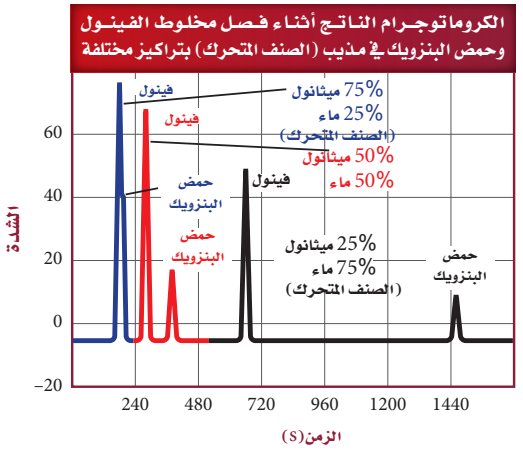
الكروماتوجرافيا تقنية لفصل المواد من مخلوط بواسطة نقلها عبر المذيب (الصنف المتحرك) بتركيز معين. ويتم ذلك بتسجيل كثافة كل مادة في المخلوط مع الزمن. وتُعبر كثافة القمم في الكروماتوجرام عن كمية كل مادة متوافرة في المخاليط.

ويستخدم الكيميائيون التحليليون كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة HPLC لفصل المواد المذابة في المخاليط. وتظهر في أثناء هذه العملية المواد ذات القابلية القوية للانجذاب إلى المذيب أولاً، وتبقى معه أطول فترة. ويستخدم العديد من العلماء مخلوط الميثانول مع الماء ويتخذونه مذيبًا لفصل مخلوط الفينول – حمض البنزويك. ويوضح الرسم البياني في الجهة المقابلة النتائج.

التفكير الناقد

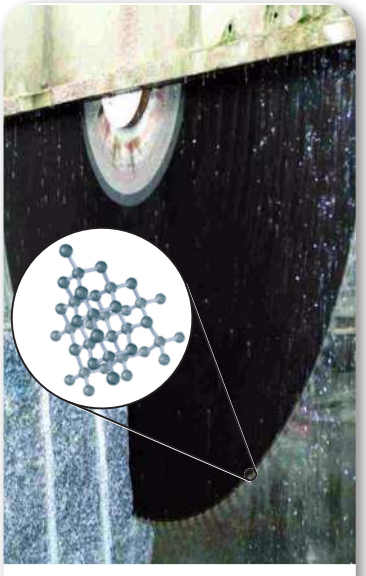
1. **فسر** اختلاف أزمنة البقاء في المحلول المبينة على الكروماتوجرام.

البيانات والملاحظات



2. **توقع** اعتمادًا على الرسم البياني، هل المادة المتوافرة بكميات كبيرة هي الفينول أم حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.
3. **استنتج** أي المواد لها جزيئات ذات قطبية أعلى في المخلوط.
4. **حدد** أي هذه المحاليل المستخدمة لها التأثير الأكبر لفصل الفينول عن حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

القوى والخواص تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى الداخلية 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 الداخلية بين الجزيئات 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 الجزيئات، لذا يكون الكثير من المركبات التساهمية لينة في حالة الصلابة. والبرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى مثال شائع على المواد الصلبة التساهمية اللينة. وتترتب الجزيئات 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 الجزيئات، ويمكن تحديد معظم المعلومات عن الجزيئات من خلال دراسة المواد الصلبة الجزيئية.



الشكل 23-4 عادة ما تُتخذ 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 23–4** يشكل نظامًا بلوريًّا شديد الترابط له درجة انصهار عالية جدًّا.

تقويم الدرس 4-4

الخلاصة

- يحدد فرق الكهروسالبية خواص الرابطة بين الذرات.
- تتكون الروابط القطبية عندما لا تكون الإلكترونات المرتبطة منجذبة بالتساوي إلى ذرتي الرابطة.
- يحدد الترتيب البنائي للروابط القطبية في الجزيء قطبية الجزيء كله.
- تجذب الجزيئات بعضها بعضًا بقوى ضعيفة . أما في الشبكة التساهمية الصلبة فترتبط كل ذرة بذرات أخرى كثيرة بواسطة روابط تساهمية.

45. الفكرة الرئيسة **لخص** كيف يؤثر الفرق في الكهروسالبية في خواص الرابطة.

46. **صف** الرابطة التساهمية القطبية.

47. **صف** الجزيء القطبي.

48. **عدد** ثلاثًا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.

49. **صنّف** أنواع الروابط مستخدمًا الفرق في الكهروسالبية.

50. **عمّم** الخواص العامة الرئيسة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

51. **توقع** نوع الرابطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية:

a. H و S **b.** H و C **c.** Na و S

52. **تعرف** أي مما يأتي يُعد جزيئًا قطبيًّا؟ وأيها يُعد غير قطبي: CF_4، و CS_2، و SCl_2

53. **حدد** إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.

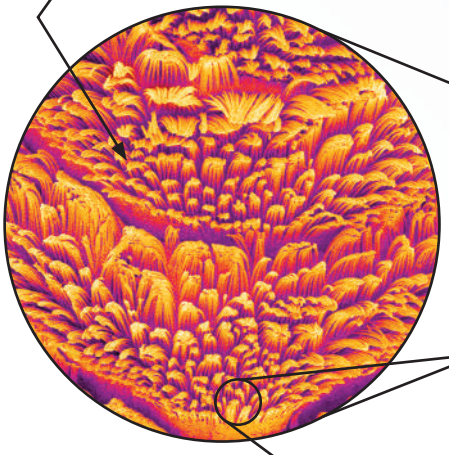
54. **ارسم** تراكيب لويس للجزيئين SF_4 و SF_6. وحلّل كل شكل وحدّد ما إذا كان الجزيء قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.

الأقدام اللاصقة: كيف تلتصق الوزغة؟

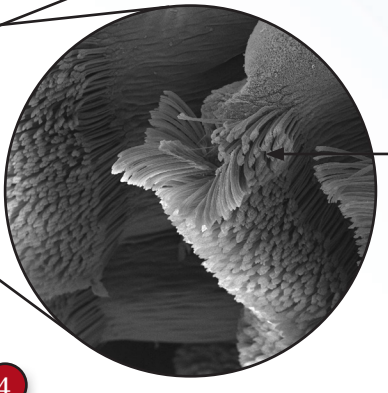
إن التصاق الوزغة بالحائط أو السقف ليس بالأمر الصعب، ويكمن سر قوة اللصق الباهرة في أصابعها. فقد وجد الباحثون أن قوة الالتصاق تعتمد على قوى تماسك الذرات.

1 **إصبع الوزغة** يغطي أسفل أصابع الوزغة ملايين الأطراف تعرف بالشعيرات الدقيقة وتكون مرتبة في صفوف.

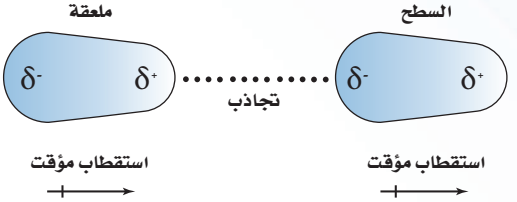
2 **أشواك قاسية** بطانة أقدام الوزغة عبارة عن بناء هيكلي معقد، له تفرعات مجهرية دقيقة تعرف بالشعيرات الدقيقة.



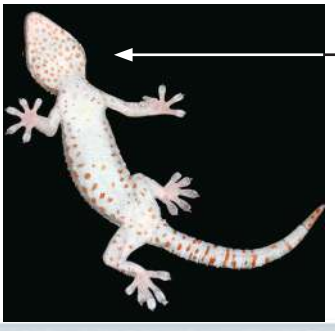
3 **مساحة السطح** تكون الشعيرات الدقيقة الكثيرة العدد مساحة سطح واسعة.



4 **التلاصق** تتكون قوى فان ديرفال بين المسطحات وشعيرات الأقدام الدقيقة. ولكون هذه المسطحات كبيرة جدًا، تتغلب قوى فان ديرفال على قوة الجاذبية الأرضية وتبقى الوزغة في مكانها.



5 **الانتقال والحركة** يحدثان عند قيام الوزغة بثني أصابع رجليها ممّا يقلل من مساحة السطح اللاصق بالأسطح فتقل قوى فان ديرفال، وتقل قوة التماسك، فتنتقل من مكانها.



الكتابة في الكيمياء

اختراع يقوم العلماء بتطوير تطبيقات لمواد لاصقة تستند إلى معلوماتهم عن قوى التلاصق التي تستعملها السحالي. ومن التطبيقات المحتملة تصميم روبوت قادر على تسلق الجدران، وأشرطة لاصقة تعمل تحت الماء. كيف تتصور أن تكون استخدامات المواد اللاصقة الجديدة كتلك التي لدى السحلية.

* للاطلاع فقط

مختبر الكيمياء

نمذجة الأشكال الجزيئية

الخلفية: تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات بإلكترونات التكافؤ. ويُحدَّد موضع الذرات وشكل 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 الرابطة التساهمية للمركب؟

المواد اللازمة

مجموعة نماذج الجزيئات

احتياطات السلامة

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة.
2. كوّن جدولاً لتدوين البيانات.
3. لاحظ اللون المستخدم لتمثيل كل من الذرات الموجودة في المجموعة الجزيئية ودوّنه. ذرة 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 من الهيدروجين وثبتهما بواسطة رابط للحصول على نموذج جزيء H_2. لاحظ أن النموذج يمثّل جزيء هيدروجين ثنائيّ الذرة ذا رابطة أحادية.
6. استعمل وصلتين من مجموعة الأدوات لجمع ذرتي جزيء O_2. ولاحظ أن النموذج يمثل جزيء أكسجين ثنائي الذرات برابطة ثنائية.
7. استعمل ثلاث وصلات من مجموعة نماذج الأشكال لجمع ذرتي N_2 معًا. لاحظ أن النموذج يمثل جزيء النيتروجين الثنائي الذرات برابطة ثلاثية.
8. لاحظ أن الجزيئات الثنائية الذرات، كالتي صنعت في المختبر، تكون دائمًا خطية. تتكون الجزيئات الثنائية الذرة من ذرتين فقط، ويمكن وصلهما بخط مستقيم.
9. ارسم تراكيب لويس لجزيء الماء، وابنِ نموذجًا مماثلاً له باستعمال نماذج الجزيئات.
10. صنف شكل جزيء H_2O مستعينًا بالمعلومات الواردة في الجدول 6–4.
11. كرّر الخطوات 10 – 9 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 أشكال جزيئات H_2O و CO_2.
3. **حلّل واستنتج** للجزيئات في هذا التمرين العملي أشكالاً من الرنين. حدد أي هذه الجزيئات له ثلاثة أشكال رنين، وارسم التركيب الجزيئي، ثم اشرح لماذا يحدث هذا الرنين؟
4. **تعرّف السبب والنتيجة** استخدم الفرق في الكهروسالبية لتحديد قطبية الجزيئات القطبية في الخطوات من 9 إلى 11، ونماذج الجزيئات التي صنعت في المختبر، ثم حدد القطبية الجزيئية لكل بناء هيكلي.

الاستقصاء

أعدّ نموذجًا لبناء أشكال الرنين لجزيء الأوزون O_3 باستخدام مجموعة الأشكال، ثم استعن بأشكال لويس لشرح كيف يمكن أن يتحول الجزيء من شكل إلى آخر باستبدال زوج من الإلكترونات غير المرتبطة برابطة تساهمية.

الفصل 4 ملخص الدراسة

الفكرة العامة تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات في الإلكترونات.

4-1 الرابطة التساهمية

الفكرة الرئيسة تكتسب الذرات استقرارًا عندما تتشارك في الإلكترونات لتكوِّن رابطة تساهمية.

المفردات

- الرابطة التساهمية
- الجزيء
- تركيب لويس
- رابطة سيجما σ
- رابطة باي π
- تفاعل ماص للحرارة
- تفاعل طارد للحرارة

المفاهيم الرئيسة

- تتكون الروابط التساهمية عندما تتشارك الذرات بزوج أو أكثر من الإلكترونات.
- يكوّن اشتراك زوج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات رابطة تساهمية أحادية، وثنائية وثلاثية على الترتيب.
- تتكوّن روابط سيجما نتيجة التداخل المباشر للأفلاك. أما روابط باي فتتكون نتيجة تداخل الأفلاك المتوازية. وتتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة سيجما، في حين تتكون الرابطة المتعددة من روابط سيجما وباي معًا.
- يقاس طول الرابطة من النواة إلى النواة، ونحتاج إلى طاقة التفكيك لكسر الرابطة.

4-2 التراكيب الجزيئية

الفكرة الرئيسة تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء.

المفردات

الصيغة البنائية

الرنين

الروابط التساهمية التناسقية

قاعدة الثمانية الممتدة

المفاهيم الرئيسة

- هناك أكثر من نموذج يمكن استخدامه لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عندما يكون للجزيء الواحد أكثر من تركيب من تراكيب لويس.
- تشذ حالات بعض الجزيئات عن قاعدة الثمانية.

4-3 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 إلكترونات التكافؤ يتنافر بعضها مع بعض، وهي تحدد شكل رابطة الجزيء وزواياه.
- يفسرِّ التهجين الأشكال التي يمكن ملاحظتها في الجزيئات نتيجة وجود أفلاك تهجين متماثلة.

4-4 الكهروسالبية و القطبية

الفكرة الرئيسة تعتمد خواص 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 نتيجة المشاركة غير المتساوية للإلكترونات مُكوِّنة جزيئًا ثنائي القطب.
- يحدد ترتيب الروابط القطبية في الجزيء قطبية الجزيء كله.
- تجذب الجزيئات بعضها بعضًا بواسطة قوى الجذب بين الجزيئية الضعيفة.
- ترتبط كل ذرة في المواد الصلبة التساهمية الشبكية مع ذرات أخرى كثيرة بروابط تساهمية.

4-1

إتقان المفاهيم

55. ما قانون الثمانية؟ وكيف يمكن استخدامه في الروابط التساهمية؟

56. صف تكوين الرابطة التساهمية.

57. صف تكوين الترابط في الجزئيات.

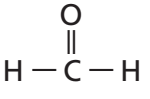
58. صف قوى التجاذب والتنافر الناتجة عن اقتراب ذرتين إحداهما من الأخرى.

59. كيف يمكنك توقع وجود روابط σ أو باي π في الجزيء؟

إتقان حل المسائل

60. ما عدد إلكترونات التكافؤ لكل من N، وAs، وBr، وSe؟ توقع عدد الروابط التساهمية التي يحتاج إليها كل عنصر ليحقق قاعدة الثمانية.

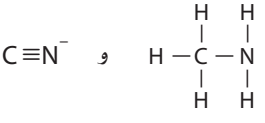
61. حدد روابط σ و باي π في كل من الجزيئات الآتية:

a. 

b.

62. أي الجزيئات الآتية، CO، وCH_2O، و CO_2 تكون فيها رابطة C–O هي أقصر؟ وأيها تكون فيها أقوى؟

63. أي رابطة من الروابط بين الكربون والنيتروجين الآتية أقصر؟ وأيها أقوى؟



64. 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

65. ما الواجب معرفته لتتمكن من رسم تراكيب لويس لجزي ما؟

66. **عامل التنشيط** يدرس علماء المواد خواص البوليمرات عندما يتم معالجتها بمادة AsF_5. اشرح لماذا يشذ المركب AsF_5 عن قاعدة الثمانية؟

67. **العامل المختزل** يستخدم ثلاثي هيدريد البورون BH_3 عاملاً مختزلاً في الكيمياء العضوية. فسّر لماذا يكون BH_3 روابط تساهمية تناسقية مع جزيئات أخرى؟

68. 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

69. ارسم ثلاثة أشكال رنين للأيون المتعدد الذرات CO_3^{-2} .

70. 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

71. ارسم شكلي رنين الأيون المتعدد الذرات HCO_2^- .

72. ارسم تراكيب لويس لكل من المركبات والأيونات الآتية:

a. H_2S b. BF_4^- c. SO_2 d. $SeCl_2$

73. أي العناصر الآتية يكوّن جزيئًا تمثل إحدى ذراته قاعدة الثمانية الممتدة؟ اشرح إجابتك.

a. B b. C c. P d. O e. Se

4-3

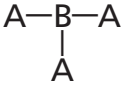
إتقان المفاهيم

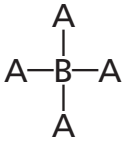
74. ما الأساس الذي بني عليه نموذج VSEPR؟

75. ما أقصى عدد للأفلاك المهجنة التي يمكن لذرة الكربون أن تكوّنها؟

76. 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. 

d. 

77. **المركّب الأصل** يستخدم PCl_5 بوصفه مركب أصل في تكوين مركبات أخرى كثيرة. اشرح نظرية التهجين، وحدّد عدد أفلاك التهجين الموجودة في جزيء PCl_5 .

إتقان حل المسائل

78. أكمل **الجدول 5–4** من خلال تعريف التهجين المتوقع للذرة المركزية. (رسم تراكيب لويس تساعدك على الحل).

الجدول 5 -4

الصيغة الجزيئية	نوع التهجين	تراكيب لويس
XeF_4		
TeF_4		
KrF_2		
OF_2		

79. توقع الشكل الجزيئي لكل من المركبين الآتيين:

a. COS **b.** CF_2Cl_2

80. توقع الشكل الجزيئي وزاوية الرابطة ونوع التهجين لكل مما يأتي، (إن رسم تراكيب لويس تساعدك على الحل).

a. SCl_2 **b.** NH_2Cl **c.** HOF **d.** BF_3

4-4

إتقان المفاهيم

81. فسر أنماط تغير الكهروسالبية في الجدول الدوري.

82. وضح الفرق بين الجزيئات القطبية وغير القطبية.

83. قارن بين أماكن إلكترونات الترابط في الرابطة التساهمية القطبية والرابطة التساهمية غير القطبية. وفسر إجابتك.

84. ما الفرق بين الجزيء التساهمي الصلب والجزئ التساهمي الشبكي؟ هل يوجد اختلاف في الخواص الفيزيائية؟ فسّر إجابتك.

إتقان حل المسائل

85. بَيّن الرابطة الأكثر قطبية بوضع دائرة حول نهاية القطب السالب لكل مما يأتي:

a. C–O و S–C **b.** C–F و C–N **c.** P–H و P–Cl

86. أشر إلى الذرة السالبة الشحنة في كل رابطة مما يأتي:

a. C–H **b.** C–N **c.** C–S **d.** C–O

87. توقع أي الروابط الآتية أكثر قطبية:

a. C–O **b.** Si–O **c.** C–Cl **d.** C– Br

88. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب زيادة القطبية:

a. C–H **b.** N–H **c.** Si– H **d.** O– H **e.** Cl– H

89. **المبردات** تعرف المبردات المعروفة باسم فريون –14 بتأثيرها السلبي في طبقة الأوزون. وصيغة هذا المركب هي CF_4، فلماذا يُعد CF_4 جزيئًا غير قطبي مع أنه يحتوي على روابط قطبية؟

90. بين ما إذا كانت الجزئيات أو الأيونات الآتية قطبية، وفسّر إجابتك

a. H_3O^+ **b.** PCl_5 **c.** H_2S **d.** CF_4

91. استخدم تراكيب لويس، لتتنبأ بالقطبية الجزيئية لكل من ثنائي فلوريد الكبريت، ورباعي فلوريد الكبريت وسداسي فلوريد الكبريت.

مراجعة عامة

92. ارسم تراكيب لويس للجزيئات والأيونات الآتية:

a. SeF_2 **c.** PO_4^{3-} **e.** GeF_4

b. ClO_2^- **d.** $POCl_3$

93. حدد أي الجزيئات الآتية قطبي. وفسر إجابتك:

a. CH_3Cl **b.** ClF **c.** NCl_3

d. BF_3 **e.** CS_2

94. رتّب الروابط الآتية تصاعديًّا حسب القطبية:

a. C–O **b.** Si–O **c.** Ge–O

d. C–Cl **e.** C–Br

95. وقود الصواريخ استخدم الهيدرازين وثلاثي فلوريد الكلور ClF_3 في عام 1950م وقودًا للصواريخ. ارسم أشكال لويس ClF_3، وبيّن نوع التهجين فيه.

96. أكمل **الجدول 6–4** موضحًا عدد الإلكترونات المشتركة في الروابط التساهمية الأحادية، والثنائية، والثلاثية، وحدّد مجموعة الذرات التي تكون كلًّا من الروابط الآتية

الجدول 6-4 الأزواج المشتركة

نوع الرابطة	عدد الإلكترونات المترابطة	الذرات التي تكوّن الرابطة
التساهمية الأحادية		
التساهمية الثنائية		
التساهمية الثلاثية		

التفكير الناقد

97. نظم صمم خريطة مفهوم لشرح نموذج VSEPR، ونظرية التهجين وأشكال الجزيئات.

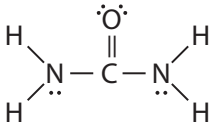
98. قارن بين المركبين التساهميين المعروفين باسم أكسيد الزرنيخيك III وثلاثي أكسيد ثنائي الزرنيخيك.

99. أكمل الجدول 7–4.

الجدول 7 -4 الخواص والترابط

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

100. طبق اليوريا، مركب يستخدم في تصنيع البلاستيك والأسمدة، بيّن روابط σ و π وأزواج الإلكترونات غير المرتبطة في هذا المركب المبين أدناه.



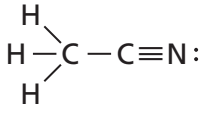
101. حلّل حدد قطبية كل جزيء يتصف بالخواص الآتية:

a. صلب في درجة حرارة الغرفة

b. غاز في درجة حرارة الغرفة

c. ينجذب إلى التيار الكهربائي

102. طبق الصيغة البنائية لمركب أسيتونيتريل CH_3CN



تفحّص هذه الصيغة، وحدد عدد ذرات الكربون ونوع التهجين الموجود في كل ذرة من ذرات الكربون. وفسّر إجابتك.

مسألة تحد

103. تفـحّص طـاقات تفكك الروابط المبينة في الجدول 8–4.

الجدول 8-4 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 تراكيب لويس الصحيح لكل من C_2H_2 و HCOOH.
b. ما قيمة الطاقة التي نحتاج إليها لتفكيك هذه الجزيئات؟

تقويم إضافي

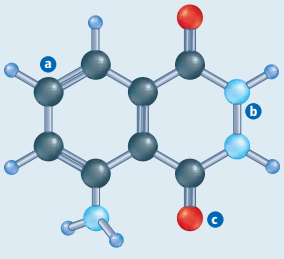
الكتابة في الكيمياء

104. ضد التجمد ابحث عن إيثلين جلايكول ethylene glycol لتعرف صيغته الكيميائية، واشرح كيف يساعد تركيب هذا المركب على استخدامه مبرِّدا.

105. 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 المـواد الكيميائية واللومينول والهيموجلوبين في الدم. **والشكل 24–4** يوضح نموذج الكرة والعصا لهذا المركب.

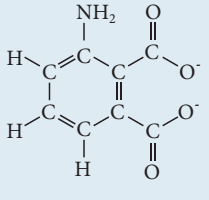


الشكل 24–4

106. حدد الصيغة الجزيئية لمركب اللومينول، وارسم تركيب لويس لهذا الجزيء.

107. بيّن تهجين الذرات التي تقع عليها الأحرف a ،b، و c في **الشكل 24–4**.

108. عندما يتصل اللومينول مباشرة بأيونات الحديد في الهيموجلوبين ينتج عن التفاعل مركب Na_2APA وماء ونيتروجين وطاقة ضوئية، **والشكل 25–4** يبين الصيغة البنائية لأيون APA. اكتب الصيغة الكيميائية للأيون APA العديد الذرات.



أيون APA

الشكل 25–4

اختبار مقنن تراكمي

أسئلة الاختيار من متعدد

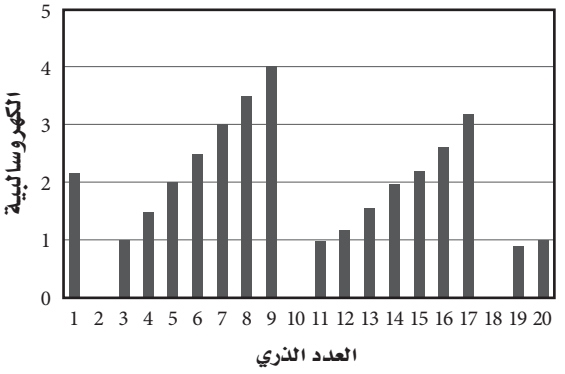
1. ما شكل جزئ الأمونيا؟

a. منحنى
b. ثلاثي مستوي
c. خطي
d. ثلاثي هرمي

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 يساوي 14؟

a. 1.5 **b.** 1.9 **c.** 2.0 **d.** 2.2

4. بين 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 السيليكون:

a. :S::Si::S:
b. :S::Si::S:
c. :S:Si:S:
d. :S:Si:S:

6. تُكَوّنُ ذرة السيلينيوم المركزية في سداسي فلوريد السيلينيوم قاعدة الثمانية الممتدة، فما عدد أزواج الإلكترونات التي تحيط بذرة Se المركزية؟

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

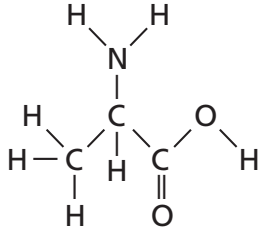
استخدم الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 7 و 8.

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

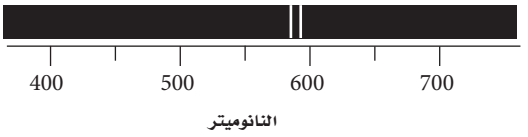
10. أي مما يأتي غير قطبي؟

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

أسئلة الإجابات القصيرة

11. الزوج غير المرتبط على الذرة المركزية يؤثر على شكل الجزيء. فسر ذلك.

استخدم طيف الانبعاث الذري أدناه للإجابة عن السؤالين 12و 13.



12. قدر طول موجة الفوتون المنبعث من هذا العنصر.

13. احسب تردد الفوتون المنبعث من هذا العنصر.

استعن بالجدول أدناه للإجابة عن السؤالين 14و 15.

التمثيل النقطي للإلكترونات (تركيب لويس)

المجموعة	1	2	13	14	15	16	17	18
	Li·	·Be·	·B·	·Ċ·	·N̈·	·Ö:	:F̈:	:N̈e:

14. اعتمادًا على تراكيب لويس المبينة أعلاه، أي من الأزواج الآتية سترتبط بنسبة 3 : 2 ؟

a. ليثيوم وكربون
b. بيريليوم وكلور
c. بيريليوم ونيتروجين
d. بورون وأكسجين
e. بورون وكربون

15. ما عدد إلكترونات المستوى الأخير في عنصر البريليوم إذا أصبح أيونًا موجبًا؟

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

أسئلة الإجابات المفتوحة

ينتج الجزئ Y_2X عن اتحاد ذرة العنصر X مع ذرتين من العنصر Y. إذا علمت أن العدد الذري للعنصر X يساوي 8 والعدد الذري للعنصر Y هو 1، فأجب عما يأتي:

16. ارسم شكل لويس لهذا الجزيء.

17. هل الجزيء قطبي أم لا؟ فسّر إجابتك.

18. وضح نوع الفلك المهجن في هذا الجزيء.

19. فسّر لماذا تكون الزوايا بين الروابط في هذا الجزيء أقل من 109.5 درجة.

الفصل 5
الحساب الكيميائي والمول
Stoichiometry

الفكرة العامة تؤكد العلاقات بين كتل المواد في التفاعلات الكيميائية صحة قانون بقاء الكتلة .

5-1 مولات المركبات

الفكرة الرئيسة يمكن حساب الكتلة المولية للمركب باستعمال صيغته الكيميائية، كما يمكن استعمال الكتلة المولية لتحويل الكتلة إلى مولات المركب.

5-2 الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية

الفكرة الرئيسة الصيغة الجزيئية لمركب هي مضاعف صحيح لصيغته الأولية.

5-3 حسابات المعادلات الكيميائية

الفكرة الرئيسة تتطلب مسائل الحسابات الكيميائية كتابة معادلة موزونة. وتحدد كمية كل مادة متفاعلة موجودة عند بداية التفاعل الكيميائي كمية المواد الناتجة عنه.

حقائق كيميائية

- تصنع النباتات غذاءها عن طريق عملية التمثيل الضوئي.
- تحدث عملية التمثيل الضوئي داخل البلاستيدات الخضراء في خلايا النبات.
- معادلة التمثيل الضوئي الكيميائية هي:
$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$
- يُنتج فدان (حوالي 4200 متر مربع) من الذرة في أحد الأيام الصيفية من الأكسجين (الناتج عن التمثيل الضوئي ما يكفي لتلبية الاحتياجات التنفسية لحوالي 130 شخصًا.

نشاط استهلالي

ما أدلة حدوث تفاعل كيميائي ؟

تُستهلك المواد المتفاعلة خلال التفاعل الكيميائي، وتنتج مواد جديدة. وغالبًا ما يصاحب التفاعل عدة علامات تشير إلى حدوثه.

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. ضع 5ml من محلول برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$ **تركيزه 0.01M في كأس سعتها 100 ml**، باستخدام **مخبار مدرج سعته 10ml**.
3. أضف باستخدام المخبار المدرج، بعد تنظيفه وتجفيفه، 5ml من محلول **كبريتيت الصوديوم الهيدروجينية** $NaHSO_3$ **تركيزه 0.01M** ببطء إلى المحلول السابق مع الاستمرار في عملية التحريك، ثم سجل ملاحظاتك.
4. كرر الخطوة 3 وتوقف عن إضافة محلول كبريتيت الصوديوم عندما يختفي لون محلول برمنجنات البوتاسيوم، ثم سجل ملاحظاتك.

تحليل النتائج

1. **تعرَّف** الدليل الذي لاحظته على حدوث تفاعل كيميائي.
2. **وضح** لماذا تُعد إضافة محلول $NaHSO_3$ ببطء مع التحريك، أسلوبًا تجريبيًّا أفضل من إضافته مرة واحدة؟

استقصاء هل يحدث شيء آخر إذا ما تابعنا إضافة محلول $NaHSO_3$ إلى الكأس؟ وضح إجابتك.

بعد الانتهاء من دراسة هذا الفصل يتوقع من الطالب أن يكون قادرًا على:

- توضيح المفاهيم والعلاقات المتعلقة بالنسبة المئوية للمكونات وحساب الكتلة المولية لمركب.
- تطبيق معاملات التحويل لتحديد عدد الذرات أو الأيونات في كتلة معروفة من مركب.
- حل المشكلات المتعلقة بالصيغ الأولية والجزيئية للمركب من خلال النسب المئوية للمركبات والكتل الحقيقية للمركب.
- تطبيق المفاهيم والمبادئ المتعلقة بوزن المعادلات الكيميائية وإجراء العمليات الحسابية المتعلقة بها ووصف العلاقات المستخرجة بين المواد المتفاعلة و المواد الناتجة استنادا لقانون حفظ الكتلة.
- وصف أهمية المنهجية العلمية في التفكير والعمل في المدرسة والحياة اليومية.
- تفسير البيانات المستقاة من الاستقصاءات باستخدام الحسابات والرسومات والنماذج وتكنولوجيا الحاسوب.

الكيمياء عبر المواقع الإلكترونية

لمراجعة محتوى هذا الفصل ونشاطاته ارجع إلى الموقع:

www.moe.gov.bh

تساؤلات جوهرية

- **ما** العلاقات التي تربط المول بالصيغة الكيميائية؟
- **ما** العلاقات المستخدمةلتحديد عدد الذرات أو الأيونات في كتلة معروفة من مركب؟
- **كيف** نحول بين عدد المولات وكتلة مركب؟

مراجعة المفردات

الجسيم: ذرة أو جزيء أو وحدة صيغة كيميائية أو أيون.

مولات المركبات
Moles of Compounds

الفكرة الرئيسة **يمكن حساب الكتلة المولية للمركب من خلال صيغته الكيميائية، كما يمكن استعمال الكتلة المولية للتحويل بين الكتلة والمولات.**

الربط مع الحياة فُحصت حقيبتان في المطار، ولأن إحداهما قد تجاوزت حد الوزن المسموح به. ولأن وزن كل حقيبة يعتمد على مجموع الأشياء الموجودة بداخلها فإن تغييرهذه الأشياء يغير وزن كل منهما.

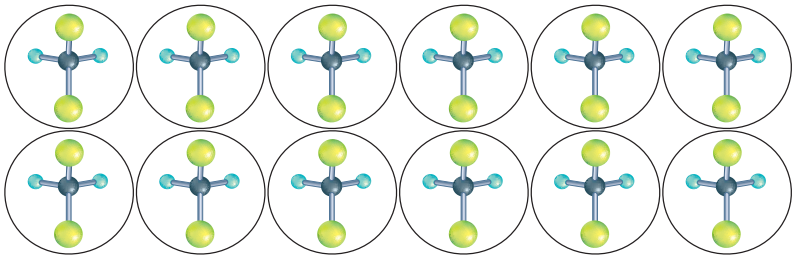
الصيغ الكيميائية والمول
Chemical Formulas and the Mole

تعلمت أن الأنواع المختلفة من الجسيمات تُعد باستعمال المول، وكذلك تعلمت أن الكتل المولية تستعمل للتحويل بين المولات والكتلة وعدد جسيمات العنصر. وللقيام بتحويلات مشابهة للمركبات والأيونات فإنك تحتاج إلى معرفة الكتلة المولية لها.

تذكر أن الصيغة الكيميائية للمركب تعبر عن عدد الذرات وأنواعها الموجودة في وحدة صيغة واحدة منه. خذ بعين الاعتبارالمركب ثنائي كلورو ثنائي فلورو ميثان، وصيغته CCl_2F_2 حيث تدل الأرقام السفلية في المركب على أن جزيئًا واحدًا من CCl_2F_2 يتكون من ذرة كربون C، وذرتي كلورCl وذرتي فلورF. وهذه الذرات مرتبطة بعضها مع بعض كيميائيًّا، بنسبة F: Cl: C هي 2:2:1 على الترتيب.

والآن، افترض أن لديك مولاً واحدًا من CCl_2F_2 فهذا يعني أنه يحتوي على عدد أفوجادرو من الجسيمات، والتي تمثل بالجزيئات.وستبقى النسبة 2 :2 :1 بين ذرات F:Cl:C في مول من المركب كما هي في جزيء واحد منه.

والشكل **5–1** يوضح درزن من جزيئات CCl_2F_2؛ إذ تحتوي على درزن واحد من ذرات الكربون، ودرزنين من ذرات الكلور، ودرزنين من ذرات الفلور.فالصيغة الكيميائية CCl_2F_2 لا تمثل جزيئًا منفردًا من CCl_2F_2 فقط، بل تمثل أيضًا مولاً من المركب.



الشكل 5-1 يوضح درزن من جزيئات CCl_2F_2 تحتوي على درزن من ذرات الكربون، ودرزنين من ذرات الكلور، ودرزنين من ذرات الفلور.

استنتج كم ذرة من الكربون، والكلور، والفلور توجد في مول واحد من CCl_2F_2.

قد تحتاج في بعض الحسابات الكيميائية إلى التحويل بين مولات المركب ومولات إحدى الذرات المكونة له. فالنسب أو معاملات التحويل الآتية، يمكن كتابتها لاستعمالها في الحسابات لجزيء CCl_2F_2.

$$\frac{1\ \text{mol C}}{1\ \text{mol } CCl_2F_2} \qquad \frac{2\ \text{mol F}}{1\ \text{mol } CCl_2F_2} \qquad \frac{2\ \text{mol Cl}}{1\ \text{mol } CCl_2F_2}$$

لإيجاد عدد مولات ذرات الفلور في 5.50 moles من الفريون CCl_2F_2 اضرب مولات الفريون في معامل التحويل الذي يربط بين مولات ذرات الفلور ومولات الفريون.

$$\text{mol } CCl_2F_2 \times \frac{\text{mol F}}{1\ \text{mol } CCl_2F_2} = \text{mol F}$$

$$5.50\ \text{mol } CCl_2F_2 \times \frac{2\ \text{mol F}}{1\ \text{mol } CCl_2F_2} = 11.0\ \text{mol F}$$

يمكن استعمال معامل التحويل الذي استعمل للفلور في كتابة معاملات التحويل لسائرالعناصر في المركب. وعدد مولات العنصرالتي توضع في البسط هي الرقم السفلي للعنصر في الصيغة الكيميائية.

مثال 1-5

علاقات المول المرتبطة مع الصيغة الكيميائية أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 الذي غالبًا ما يسمى ألومينا، هو المادة الخام الأساسية لإنتاج الألومنيوم Al، الذي يوجد في معدن الكورنديوم والبوكسيت. احسب عدد مولات أيونات الألومنيوم Al^{3+} في 1.25 mol من Al_2O_3.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت عدد مولات Al_2O_3، وعليك أن تحسب عدد مولات أيونات Al^{3+}. مستعملاً معامل التحويل المبني على الصيغة الكيميائية والذي يربط بين مولات أيونات Al^{3+} ومولات Al_2O_3. كل 1mol من Al_2O_3 يحتوي على 2mol من أيونات Al^{3+}، لذا، فالإجابة يجب أن تكون ضعف مولات Al_2O_3.

المعطيات

عدد مولات Al_2O_3 = 1.25 mol

المطلوب

عدد المولات Al^{3+} = ؟

2 حساب المطلوب

استعمل العلاقة 1mol من Al_2O_3 ، يحتوي على 2mol من Al^{3+} لكتابة معامل التحويل.

$$\frac{2\ \text{mol } Al^{3+}}{1\ \text{mol } Al_2O_3}$$

عين معامل تحويل يربط بين عدد مولات أيونات Al^{3+} بمولات Al_2O_3

لتحويل عدد مولات Al_2O_3 المعروفة إلى مولات أيونات Al^{3+} اضرب في معامل التحويل المكتوب.

طبق معامل التحويل

$$\text{mol } Al_2O_3 \times \frac{2\ \text{mol } Al^{3+}}{1\ \text{mol } Al_2O_3} = \text{mol } Al^{3+}$$

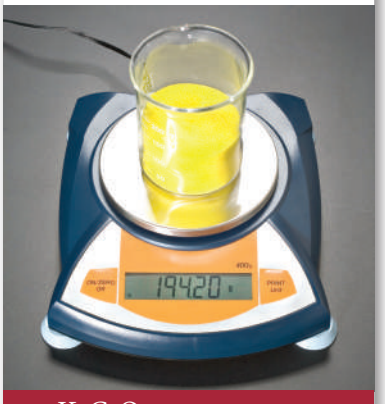
عوض مستعينًا بالمعطيات، وجد الحل

$$1.25\ \text{mol } Al_2O_3 \times \frac{2\ \text{mol } Al^{3+}}{1\ \text{mol } Al_2O_3} = 2.50\ \text{mol } Al^{3+}$$

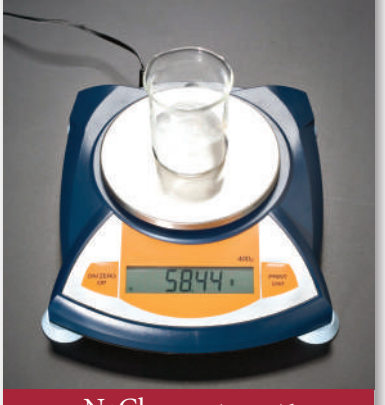
3 تقويم الإجابة

عدد مولات أيونات Al^{3+} ضعف عدد مولات Al_2O_3 كما هو متوقع.

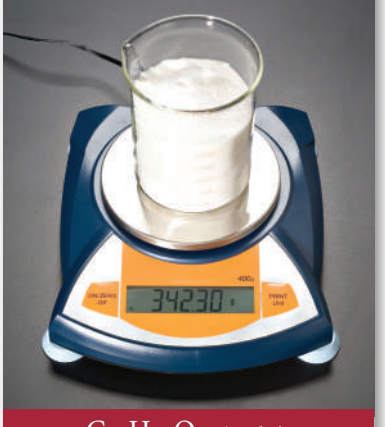
الشكل 2-5 لأن كل مادة تحتوي على أعـداد وأنـواع مختلفة من الذرات، فإن كتلها المولية مختلفة. فالكتلة المولية لكل مركب هي حاصل مجموع كتل جميع العناصر المكونة له.



كروميت البوتاسيوم K_2CrO_4



كلوريد الصوديوم NaCl



السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$

مسائل تدريبية

1. يستعمل كلوريد الخارصين $ZnCl_2$ بوصفه سبيكة لحام لربط فلزين أحدهما مع الآخر، احسب عدد مولات أيونات Cl- في 2.50 mol من $ZnCl_2$.
2. تعتمد النباتات والحيوانات على سكر الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ بوصفه مصدرًا للطاقة. احسب عدد مولات كل عنصر في 1.25 mol من $C_6H_{12}O_6$.
3. احسب عدد مولات أيونات الكبريتات الموجودة في 3.00 mol من $Fe_2(SO_4)_3$.
4. ما عدد مولات ذرات الأكسجين الموجودة في 5.00 mol من P_2O_5؟
5. **تحدٍّ** احسب عدد مولات ذرات الهيدروجين في 1.15×10^1 mol من الماء.

الكتلة المولية للمركّبات
The Molar Mass of Compounds

كتلة مول واحد من المركب تساوي مجموع كتل الجسيمات التي يتكون منها المركب.

افترض أنك ترغب في تعيين الكتلة المولية (MM) لمركب كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4. ابدأ بالبحث عن الكتل المولية لكل عنصر في K_2CrO_4، ثم اضرب الكتلة المولية لكل عنصر في عدد مولات العنصر الممثلة في الصيغة الكيميائية، ثم اجمع كتل العناصر كافة لتحصل على الكتلة المولية للمركب K_2CrO_4.

$$2 \text{ mol K} \times \frac{39.10 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} = 78.20 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol Cr} \times \frac{52.00 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 52.00 \text{ g}$$

$$4 \text{ mol O} \times \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 64.00 \text{ g}$$

الكتلة المولية K_2CrO_4 = 194.20g

الكتلة المولية للمركب توضح قانون بقاء الكتلة؛ فالكتلة الكلية للمتفاعلات تساوي كتلة المركب المتكون. **الشكل 5-2** يوضح كتلاً متكافئة لمول واحد من كرومات البوتاسيوم، وكلوريد الصوديوم، والسكروز.

مسائل تدريبية

6. احسب الكتلة المولية لكل مركب أيوني من المركبات الآتية:

   a. NaOH **b.** $CaCl_2$ **c.** $KC_2H_3O_2$

7. احسب الكتلة المولية لكل مركب أيوني من المركبات الآتية:

   a. C_2H_5OH **b.** HCN **c.** CCl_4

8. **تحدٍّ** صنّف كلًّا من المركبات الآتية بوصفه مركبًا جزيئيًّا أو أيونيًّا، ثم احسب كتلته المولية:

   a. $Sr(NO_3)_2$ **b.** $(NH_4)_3PO_4$ **c.** $C_{12}H_{22}O_{11}$

تحويل مولات المركب إلى كتلة
Converting Moles of a Compound to Mass

إذا أردت إيجاد عدد مولات مركب لعمل تجربةٍ ما فعليك أولاً أن تحسب الكتلة المطلوبة بالجرامات من خلال عدد المولات، ثم يمكنك قياس هذه الكتلة بالميزان. ففي المثال السابق تعلمت كيفية تحويل عدد مولات العناصر إلى كتلة باستعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل، وتستعمل الطريقة نفسها مع المركبات إلا أن عليك حساب الكتلة المولية للمركب.

مثال 2-5

التحويل من مول إلى كتلة في المركبات تعود الرائحة المميزة للثوم إلى وجود المركب $(C_3H_5)_2S$. فما كتلة 2.50 mol من $(C_3H_5)_2S$؟

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت عدد مولات $(C_3H_5)_2S$، وعليك أن تحول المولات إلى كتلة باستعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل. والكتلة المولية هي حاصل مجموع الكتل المولية لكل العناصر في $(C_3H_5)_2S$.

المعطيات	المطلوب
عدد مولات $(C_3H_5)_2S$ = 2.50 mol	الكتلة المولية MM $(C_3H_5)_2S$ = ؟ (g/mol)
	الكتلة $(C_3H_5)_2S$ (g) = ؟

2 حساب المطلوب

احسب الكتلة المولية MM للمركب $(C_3H_5)_2S$.

اضرب مولات S في الكتلة المولية له

$$1\ \cancel{\text{mol S}} \times \frac{32.07\ \text{g S}}{1\ \cancel{\text{mol S}}} = 32.07\ \text{g S}$$

اضرب مولات C في الكتلة المولية له

$$6\ \cancel{\text{mol C}} \times \frac{12.01\ \text{g C}}{1\ \cancel{\text{mol C}}} = 72.06\ \text{g C}$$

اضرب مولات H في الكتلة المولية له

$$10\ \cancel{\text{mol H}} \times \frac{1.008\ \text{g H}}{1\ \cancel{\text{mol H}}} = 10.08\ \text{g H}$$

حاصل جمع الكتل الكتلة المولية MM للمركب $(C_3H_5)_2S$

$$114.21\text{g / mol} = 10.08\text{g} + 72.06\text{g} + 32.07\text{g}$$

استعمل معامل التحويل (الكتلة المولية) الذي يربط الجرامات بالمولات.

طبق معامل التحويل

$$\cancel{\text{mol } (C_3H_5)_2S} \times \frac{\text{g } (C_3H_5)_2S}{1\ \cancel{\text{mol } (C_3H_5)_2S}} = \text{g } (C_3H_5)_2S$$

عوض مستعينًا بالمعطيات، وحُل

$$2.50\ \cancel{\text{mol } (C_3H_5)_2S} \times \frac{114.21\ \text{g } (C_3H_5)_2S}{1\ \cancel{\text{mol } (C_3H_5)_2S}} = 286\ \text{g } (C_3H_5)_2S$$

مسائل تدريبية

9. ما كتلة 3.25 mol من حمض الكبريتيك H_2SO_4؟

10. ما كتلة 4.35×10^{-2} mol من كلوريد الخارصين $ZnCl_2$ ؟

11. تحدٍّ اكتب الصيغة الكيميائية لبرمنجنات البوتاسيوم، ثم احسب كتلة 2.55 mol من هذا المركب بالجرامات (g).

تحويل كتلة المركب إلى مولات

Converting the Mass of a Compound to Moles

إذا نتج عن إحدى التجارب التي أجريتها في المختبر 5.55 g من مركب ما، فما عدد المولات في هذه الكتلة؟ ولتحديد ذلك، افترض أنك حسبت الكتلة المولية للمركب، ووجدتها 185.0g /mol، ولأن الكتلة المولية تربط الجرامات مع المولات فإنك تحتاج في هذه الحالة إلى مقلوب الكتلة المولية بوصفه معامل تحويل.

$$5.50\ \text{g (من المركب)} \times \frac{1\ \text{mol (من المركب)}}{185.0\ \text{g (من المركب)}} = 0.0297\ \text{mol (من المركب)}$$

مثال 3-5

التحويل من الكتلة إلى مولات في المركبات يستعمل هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ لإزالة ثاني أكسيد الكبريت من غازات العادم المنبعثة من محطات الطاقة، وفي معالجة عسر الماء لإزالة أيونات Ca_2^+ و Mg_2^+. احسب عدد مولات هيدروكسيد الكالسيوم في 325g من المركب.

1 تحليل المسألة

لديك 325g من $Ca(OH)_2$ والمطلوب إيجاد عدد مولات $Ca(OH)_2$. احسب أولاً الكتلة المولية للمركب $Ca(OH)_2$.

المعطيات	المطلوب
كتلة $Ca(OH)_2$ = 325g	الكتلة المولية MM $Ca(OH)_2$ = ؟
	عدد المولات $Ca(OH)_2$ = ؟

2 حساب المطلوب

احسب الكتلة المولية MM للمركب $(C_3H_5)_2S$.

اضرب مولات Ca في الكتلة المولية له

$$1\ \cancel{\text{mol Ca}} \times \frac{40.08\ \text{g Ca}}{1\ \cancel{\text{mol Ca}}} = 40.08\ \text{g}$$

اضرب مولات O في الكتلة المولية له

$$2\ \cancel{\text{mol O}} \times \frac{16.00\ \text{g O}}{1\ \cancel{\text{mol O}}} = 32.00\ \text{g}$$

اضرب مولات H في الكتلة المولية له

$$2\ \cancel{\text{mol H}} \times \frac{1.008\ \text{g H}}{1\ \cancel{\text{mol H}}} = 2.016\ \text{g}$$

حاصل جمع الكتل الكتلة المولية MM للمركب $Ca(OH)_2$ = (2.016g + 32.00g + 40.08g) = 74.10 g / mol

استعمل معامل التحويل (مقلوب الكتلة المولية) الذي يربط المولات بالجرامات.

عوض مستعينًا بالمعطيات، وحُل

$$325\ \cancel{\text{g Ca(OH)}_2} \times \frac{1\ \text{mol Ca(OH)}_2}{74.10\ \cancel{\text{g Ca(OH)}_2}} = 4.39\ \text{mol Ca(OH)}_2$$

3 تقويم الإجابة

للتحقق من صحة الجواب، قرّب الكتلة المولية MM للمركب $Ca(OH)_2$ إلى 75g /mol ، وكذلك الكتلة المعطاة من $Ca(OH)_2$ إلى 300g. ولأن العدد 300 أربعة أضعاف العدد 75. لذا فالجواب مقبول، .كما أن وحدة المول صحيحة.

مسائل تدريبية

12. احسب عدد المولات لكل من المركبات الآتية:

a. 22.6 g $AgNO_3$ **b.** 6.5 g $ZnSO_4$ **c.** 35.0 g HCl

13. تحدٍّ صنف كلًّا من المركبين الآتيين إلى أيوني أو جزيئي، ثم حول الكتل المعطاة إلى مولات:

a. 2.5 kg Fe_2O_3 **b.** 25.4 mg $PbCl_4$

تحويل كتلة مركب إلى عدد جسيمات

Converting the Mass of a Compound to Number of particles

تعرفت كيفية إيجاد عدد المولات في كتلة معينة من المركب. الآن سوف تتعلم كيفية حساب عدد الجسيمات – الجزيئات أو الأيونات أو الذرات أو وحدات الصيغة الكيميائية– الموجودة في كتلة معينة.

تذكر أنه لا يمكن التحويل مباشرة من كتلة المادة إلى عدد الجسيمات المكوّنة لها؛ إذ لا بد أن تحول الكتلة المعطاة إلى عدد المولات في البداية، عن طريق الضرب في مقلوب الكتلة المولية. ويمكنك بعد ذلك تحويل عدد المولات إلى عدد جسيمات من خلال الضرب في عدد أفوجادرو. ولتحديد عدد الذرات أو الأيونات في المركب، سوف تحتاج إلى معاملات تحويل تعطي نسبة أعداد الذرات أو الأيونات في المركب إلى مول واحد منه، وهي تعتمد على الصيغة الكيميائية، و**المثال 4–5** يبين كيفية حل هذا النوع من المسائل.

مثال 4-5

التحويل من كتلة إلى مولات ثم إلى جسيمات يستعمل كلوريد الألومنيوم $AlCl_3$ لتكرير البترول وصناعة المطاط والشحوم. فإذا كان لديك عينة من كلوريد الألومنيوم كتلتها 35.6g فاحسب:

a. عدد أيونات الألومنيوم الموجودة فيها.

b. عدد أيونات الكلوريد الموجودة فيها.

c. الكتلة بالجرامات لوحدة الصيغة الكيميائية من كلوريد الألومنيوم.

1 تحليل المسألة

لديك 35.6g من $AlCl_3$، وعليك أن تحسب عدد أيونات كل من Al^{3+}، وCl^- وكتلة وحدة الصيغة الكيميائية من $AlCl_3$ بالجرامات. علمًا بأن الكتلة المولية، وعدد أفوجادرو والنسب من الصيغة الكيميائية هي معاملات التحويل المطلوبة. ولأن نسبة أيونات Al^{3+} إلى أيونات Cl^- في الصيغة هي 3:1، لذا فإن عدد الأيونات المحسوبة يجب أن تكون بالنسبة نفسها.

المعطيات	المطلوب
كتلة $AlCl_3$ = 35.6g	عدد أيونات Al^{3+} = ؟
	عدد أيونات Cl^- = ؟
	الكتلة المولية ($AlCl_3$) (g /mol) = ؟

2 حساب المطلوب

احسب الكتلة المولية MM للمركب $AlCl_3$.

اضرب عدد مولات Al في كتلته المولية

$$1\ \cancel{\text{mol Al}} \times \frac{26.98\ \text{g Al}}{1\ \cancel{\text{mol Al}}} = 26.98\ \text{g Al}$$

اضرب عدد مولات Cl في كتلته المولية

$$3\ \cancel{\text{mol Cl}} \times \frac{35.45\ \text{g Cl}}{1\ \cancel{\text{mol Cl}}} = 106.35\ \text{g Cl}$$

حاصل جمع الكتل الكتلة المولية MM للمركب $AlCl_3$

$$(26.98\ \text{g} + 106.35\ \text{g}) = 133.33\ \text{g/mol}\ AlCl_3$$

استعمل معامل التحويل (مقلوب الكتلة المولية) الذي يربط المولات بالجرامات.

طبق معامل التحويل

$$\text{g } AlCl_3 \times \frac{1 \text{ mol } AlCl_3}{\text{g } AlCl_3} = \text{mol } AlCl_3$$

عوض كتلة $AlCl_3$، ومقلوب الكتلة المولية، واحسب عدد المولات

$$35.6 \text{ g } AlCl_3 \times \frac{1 \text{ mol } AlCl_3}{133.33 \text{ g } AlCl_3} = 0.267 \text{ mol } AlCl_3$$

اضرب الأعداد والوحدات واقسمها

$$= 0.267 \text{ mol } AlCl_3 \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ وحدة صيغة من } AlCl_3}{1 \text{ mol } AlC_3}$$

$$= 1.61 \times 10^{23} \text{ وحدة صيغة من } AlCl_3$$

اضرب الأعداد والوحدات واقسمها

$$1.61 \times 10^{23} \text{ وحدة صيغة من } AlCl_3 \times \frac{1 \text{ } Al^{3+}}{\text{وحدة صيغة من } AlCl_3}$$

$$= 1.61 \times 10^{23} \text{ } Al^{3+}$$

اضرب الأعداد والوحدات واقسمها

$$1.61 \times 10^{23} \text{ وحدة صيغة من } AlCl_3 \times \frac{3 \text{ } Cl^-}{\text{وحدة صيغة من } AlCl_3}$$

$$= 4.83 \times 10^{23} \text{ } Cl^-$$

احسب كتلة $AlCl_3$ باستعمال مقلوب عدد أفوجادرو

عوض 133.33g من $AlCl_3$، ثم جد الحل

$$\frac{133.33 \text{ g } AlCl_3}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ وحدة صيغة}}$$

$$= 2.21 \times 10^{-22} \text{ g } AlCl_3$$

3 تقويم الإجابة

عدد أيونات Cl^- يساوي ثلاثة أضعاف عدد أيونات Al^{3+}، كما هو متوقع، يمكن حساب كتلة وحدة صيغة كيميائية من $AlCl_3$ بطريقة مختلفة. اقسم كتلة 35.6g من $AlCl_3$ على عدد وحدات الصيغة الكيميائية الموجودة في الكتلة 1.61×10^{23} لحساب كتلة وحدة صيغة كيميائية واحدة. الإجابتان متطابقتان.

مسائل تدريبية

14. يستعمل الإيثانول C_2H_5OH مصدرًا للوقود، ويخلط أحيانًا مع الجازولين. إذا كان لديك عينة من الإيثانول C_2H_5OH كتلتها 45.6g فاحسب:

a. عدد ذرات الكربون الموجودة فيها.

b. عدد ذرات الهيدروجين الموجودة فيها.

c. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها.

15. عينة من كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 كتلتها 2.25g احسب:

a. عدد أيونات Na^+ الموجودة فيها.

b. عدد أيونات SO_3^{2-} الموجودة فيها.

c. الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة واحدة من Na_2SO_3 في العينة.

16. عينة من ثاني أكسيد الكربون CO_2 كتلتها 52.0g، احسب:

a. عدد ذرات الكربون الموجودة فيها .

b. عدد ذرات الأكسجين الموجودة فيها.

c. كتلة جزيء واحد من CO_2 بالجرامات.

17. ما كتلة كلوريد الصوديوم NaCl التي تحتوي على 4.59×10^{24} وحدة صيغة كيميائية؟

18. تحدِّ عينة من كرومات الفضة كتلتها 25.8g

a. اكتب صيغة كرومات الفضة.

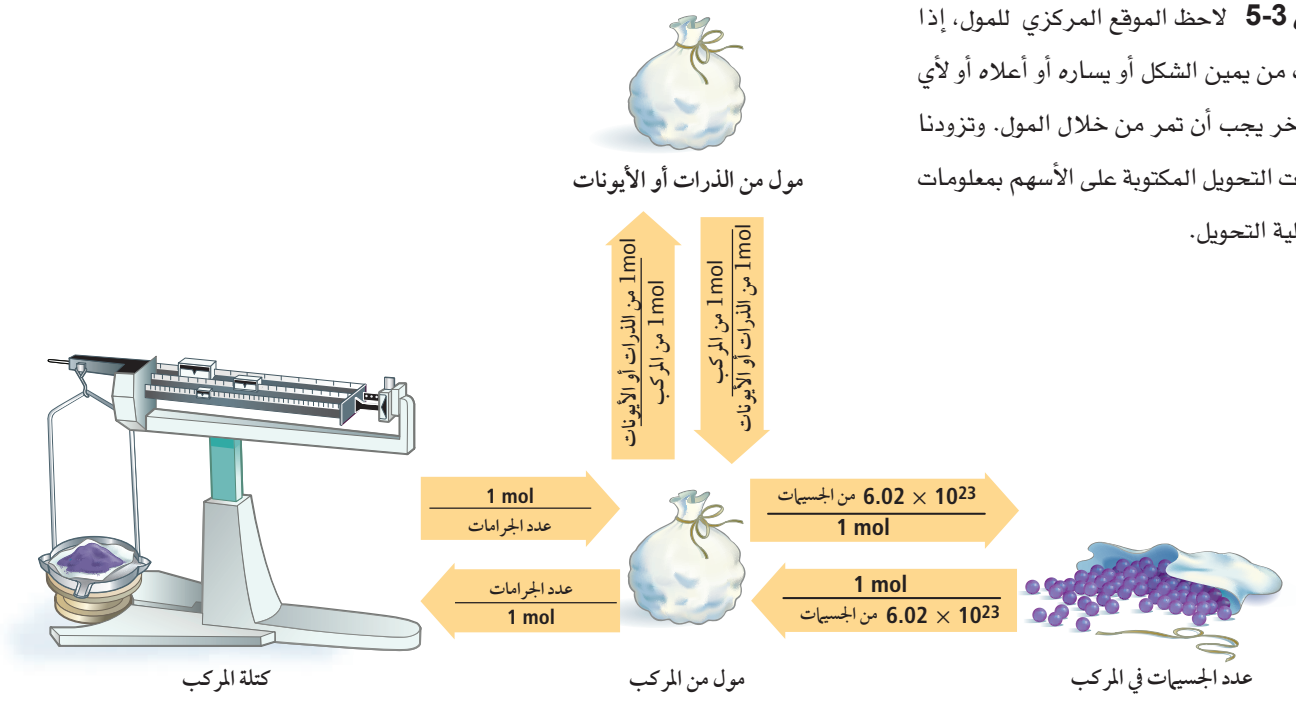
b. احسب عدد الأيونات الموجبة فيها .

c. احسب عدد الأيونات السالبة فيها.

d. احسب مقدار الكتلة بالجرامات لوحدة صيغة كيميائية واحدة منها.

يتضمن **الشكل 3-5** ملخصًا للتحويل بين الكتلة، والمولات، وعدد الجسيمات. لاحظ أن الكتلة المولية ومقلوبها هما معاملا التحويل بين الكتلة وعدد المولات، وأن عدد أفوجادرو ومقلوبه هما معاملا التحويل بين المولات وعدد الجسيمات. وللتحويل بين المولات وعدد مولات الذرات أو الأيونات الموجودة في المركب استعمل نسب مولات الذرات أو الأيونات إلى مول واحد من المركب أو مقلوبه، كما هو مبين على الأسهم المتجهة إلى أعلى أو أسفل في **الشكل 3-5**. وهذه النسب تشتق من الصيغة الكيميائية.

الشكل 3-5 لاحظ الموقع المركزي للمول، إذا تحركت من يمين الشكل أو يساره أو أعلاه أو لأي مكان آخر يجب أن تمر من خلال المول. وتزودنا معاملات التحويل المكتوبة على الأسهم بمعلومات عن عملية التحويل.



تقويم الدرس 1-5

الخلاصة

- تدل الأرقام في الصيغ الكيميائية على عدد مولات العنصر في مول واحد من المركب.
- تُحسب الكتلة المولية للمركب من الكتل المولية لجميع العناصر فيه.
- تستعمل معاملات التحويل المبنية على الكتلة المولية للمركب للتحويل بين مولات المركب وكتلته.

19. **الفكرة الرئيسة** صف كيف تحدد الكتلة المولية للمركب؟
20. **حدد** معاملات التحويل المطلوبة للتحويل بين عدد مولات المركب وكتلته.
21. **وضح** كيف يمكنك أن تحدد عدد الذرات أو الأيونات في كتلة معينة من المركب.
22. طبق ما عدد مولات ذرات كل من K، و C، و O في مول واحد من $K_2C_2O_4$؟
23. احسب الكتلة المولية لبروميد الماغنيسيوم $MgBr_2$
24. احسب عدد مولات Ca^{2+} الموجودة في 1000 mg من $CaCO_3$
25. صمم رسمًا بيانيًّا بالأعمدة يظهر عدد مولات كل عنصر موجود في 500 g من الدايوكسين $C_{12}H_4Cl_4O_2$ الشديد السميّة.

تساؤلات جوهرية

- **ما** المقصود بالنسب المئوية للمكونات؟
- **كيف** تحدد الصيغتين الأولية والجزيئية للمركب من خلال النسب المئوية للمركبات والكتل الحقيقية للمركب؟

مراجعة المفردات

النسبة المئوية: قسمة الجزء على الكل مضروب في 100.

المفردات الجديدة

قانون النسب الثابتة
النسب المئوية بالكتلة
النسب المئوية للمكونات
الصيغة الأولية
الصيغة الجزيئية

الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية
Empirical and Molecular Formulas

الفكرة الرئيسة **الصيغة الجزيئية لمركب ما هي ناتج ضرب صيغته الأولية في عدد صحيح، وتضم أعدادًا صحيحة فقط.**

الربط مع الحياة لعلك لاحظت أن بعض عبوات المشروبات أو وجبات الطعام تحدد كمية السعرات الحرارية في جزء منها (قطعة، ملعقة، g، ml،...)، فكيف يمكنك تحديد القيمة الكلية للسعرات الحرارية في العبوة أو الوجبة؟

النسب المئوية للمكونات Percent Composition

غالبًا ما ينشغل الكيميائيون في تطوير المركبات للاستعمالات الصناعية، والدوائية، والمنزلية، كما في **الشكل 4–5**، فبعد أن يقوم الكيميائي الصناعي بتحضير مركب جديد يقوم الكيميائي التحليلي بتحليل المركب ليقدم دليلًا عمليًّا على تركيبه وصيغته الكيميائية.

إن مهمة الكيميائي التحليلي هي تحديد العناصر التي يحويها المركب، وتحديد نسبها المئوية بالكتلة. فالتحاليل الوزنية والحجمية هي إجراءات عملية مبنية على قياس كتل المواد الصلبة وحجوم السوائل.

قانون النسب الثابتة Law of Definite Proportions

تتحد العناصر المكونة للمركبات دائمًا بنسب كتلية ثابتة. وهذا ما يعرف بـ«**قانون النسب الثابتة**»، الذي ينص على أن المركب يتكون دائمًا من العناصر نفسها بنسب كتلية ثابتة مهما كان مصدرها، ومهما اختلفت كمياتها. كما أن كتلة المركب تساوي مجموع كتل العناصر المكونة له.

الشكل 4-5 يحضر الكيميائي الصناعي المركبات الجديدة بكميات صغيرة كما في الصورة اليمنى، ثم يقوم الكيميائي التحليلي -كما في الصورة اليسرى- بتحليل المركب ليؤكد صحة النسب المئوية للمكونات وصيغته الكيميائية.

يمكن التعبير عن الكميات النسبية للعناصر في مركب ما **بالنسبة المئوية بالكتلة**، وهي نسبة كتلة كل عنصر إلى كتلة المركب الكلية معبرًا عنها بالنسبة المئوية.

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة } (\%) = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

يتم الحصول على النسبة المئوية بالكتلة بقسمة كتلة العنصر على كتلة المركب، ومن ثم ضرب هذه النسبة في مائة، للتعبير عنها كنسبة مئوية.

النسب المئوية للمكونات من البيانات العملية فعلى سبيل المثال، إذا أخذت عينة كتلتها 100g من مركب يحتوي على 55g من عنصر X و45g من عنصر Y، فالنسبة المئوية بالكتلة لأي عنصر في المركب يمكن حسابها بقسمة كتلة العنصر على كتلة المركب والضرب في مئة.

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر)} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

ولأن النسبة المئوية تعني الأجزاء في مئة فإن مجموع النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب يجب أن يكون 100.

$$\text{55\% من العنصر X} = \frac{\text{55 g من العنصر X}}{\text{100 g من المركب}} \times 100$$

$$\text{45\% من العنصر Y} = \frac{\text{45 g من العنصر Y}}{\text{100 g من المركب}} \times 100$$

ولهذا، فإن المركب يتكون من 55% من X و45٪ من Y. وتُسمى النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب **النسب المئوية للمكونات** للمركب. في مركّب ما، تكون هذة النسب متساوية مهما كانت كتلة العينات. وبالعكس فإن المركبات التي لها نسب كتلية مختلفة يجب أن تكون مركبات مختلفة.

يبيّن المثال التالي لتحليل عينتين من سكر المائدة أن النسبة المئوية بالكتلة للعناصر المكونة للسكر (هيدروجين، أكسجين، كربون) لا تتغير، رغم اختلاف كتلة العينتين (20.0g و 500g). لاحظ أن كتلة العينة تساوي مجموع كتل العناصر المكونة له.

مثال عن تحليل السكروز

	20.00 g من حبيبات سكر المائدة		500.0 g من سكر القصب	
العنصر	التحليل الكتلي (g)	النسبة المئوية بالكتلة (%)	التحليل الكتلي (g)	النسبة المئوية بالكتلة (%)
كربون	8.44	$\frac{8.44\ g\ C}{20.00\ g\ \text{سكروز}} \times 100 = 42.20\%$	211.0	$\frac{211.0\ g\ C}{500.0\ g\ \text{سكروز}} \times 100 = 42.20\%$
هيدروجين	1.30	$\frac{1.30\ g\ H}{20.00\ g\ \text{سكروز}} \times 100 = 6.50\%$	32.5	$\frac{32.50\ g\ H}{500.0\ g\ \text{سكروز}} \times 100 = 6.500\%$
أكسجين	10.26	$\frac{10.26\ g\ O}{20.00\ \text{سكروز}} \times 100 = 51.30\%$	256.5	$\frac{256.5\ g\ O}{500.0\ g\ \text{سكروز}} \times 100 = 51.30\%$
المجموع	20.00	100%	500.0	100%

ماذا قرأت؟ **اكتب** نص قانون النسب الثابتة وفسّر هل أن سكر المائدة هو نفسه سكر القصب.

مسائل تدريبية

26. عينة من مركب ما كتلتها 78.00 g، تحتوي 12.40 g هيدروجين. ما النسبة المئوية بالكتلة للهيدروجين في المركب؟

27. يتفاعل 1.00 g هيدروجين كليا مع 19.00 g فلور. ما النسبة المئوية بالكتلة للهيدروجين في المركب الناتج؟

28. إذا تفاعل 3.50 g من عنصر X مع 10.50 g من عنصر Y لتكوين المركب X Y. فما النسبة المئوية بالكتلة لكل من العنصرين X و Y في المركب؟

29. تم تحليل مركبين مجهولين فَوُجِد أن المركب الأول يحتوي على 15.00 g هيدروجين و 120.0 g أكسجين، وأن المركب الثاني يحتوي على 2.00 g هيدروجين و 32.00 g أكسجين. هل هما المركب نفسه؟ فسِّر إجابتك.

30. **تحد** مركبان كل ما تعرفه عنهما أنهما يحتويان على النسبة نفسها من الكربون، فهل هما المركب نفسه؟ فسِّر إجابتك.

النسب المئوية للمكونات من خلال الصيغة الكيميائية يمكن تحديد النسب المئوية للمكونات لمركب أيضًا من خلال الصيغة الكيميائية. ولعمل ذلك، افترض أن لديك مولاً واحدًا من المركب واستعمل الصيغة الكيميائية لحساب الكتلة المولية للمركب، ثم احسب كتلة كل عنصر في مول واحد من المركب، وأخيرًا استعمل العلاقة أدناه لحساب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر.

النسبة المئوية بالكتلة من خلال الصيغة الكيميائية

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

مثال 5-5

حساب النسب المئوية بالكتلة حدد النسب المئوية بالكتلة لثاني أكسيد الكربون CO_2.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت الصيغة الكيميائية للمركب فقط. ولهذا افترض أن لديك مولاً واحدًا من CO_2، احسب الكتلة المولية MM للمركب وكتلة كل عنصر في المول الواحد لتحديد النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في المركب.

المعطيات	المطلوب
الصيغة = CO_2	نسبة C = ؟
	نسبة O = ؟

2 حساب المطلوب

احسب الكتلة المولية MM للمركب ونسبة كل عنصر فيه.

اضرب الكتلة المولية للكربون في عدد ذراته في المركب.

$$1 \cancel{\text{mol C}} \times \frac{12.01 \text{ g C}}{1 \cancel{\text{mol C}}} = 12.01 \text{ g C}$$

اضرب الكتلة المولية للأكسجين في عدد ذراته في المركب.

$$2 \cancel{\text{mol O}} \times \frac{16.00 \text{ g O}}{1 \cancel{\text{mol C}}} = 32.00 \text{ g O}$$

حاصل جمع الكتل الكتلة المولية MM للمركب CO_2 = $44.01 \text{g/mol} = 32.00\text{g} + 12.01\text{g}$

احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر

عوض كتلة الكربون في 1 mol من المركب= 12.01g/mol والكتلة المولية لـ CO_2=44.01g/mol، واحسب نسبة الكربون.

$$\text{C \%} = \frac{12.01 \cancel{\text{g/mol}}}{44.01 \cancel{\text{g/mol}}} \times 100 = 27.29\% \text{ C}$$

عوض كتلة الأكسجين في 1 mol من المركب = 32.00g/ mol والكتلة المولية لـ CO_2=44.01g/mol، واحسب نسبة الأكسجين.

$$\text{O\%} = \frac{32.00 \cancel{\text{g/mol}}}{44.01 \cancel{\text{g/mol}}} \times 100 = 72.71\% \text{ O}$$

CO_2 يتكون من 27.29% من C و72.71% من O.

3 تقويم الإجابة

مجموع النسب المئوية بالكتلة يساوي 100٪ كما هو مطلوب.

مسائل تدريبية

31. ما النسبة المئوية بالكتلة لحمض الفوسفوريك H_3PO_4؟

32. أي المركبين الآتيين تكون فيه النسبة المئوية بالكتلة للكبريت أعلى: H_2SO_3 أم H_2SO_4؟

33. يستعمل كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ لمنع التجمد. احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في $CaCl_2$.

34. **تحدٍّ** تستعمل كبريتات الصوديوم في صناعة المنظفات.

a. حدد العناصر المكوّنة لكبريتات الصوديوم، ثم اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب.

b. احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في كبريتات الصوديوم.

الصيغ الأولية Empirical Formulas

عندما تعرف النسبة المئوية للمكونات لمركب ما، يمكن حساب صيغته، وذلك بتحديد أصغر نسبة من الأعداد الصحيحة لمولات العناصر فيه. وتمثل هذه النسبة في صورة أرقام في الصيغة الأولية. **فالصيغة الأولية** لمركب هي الصيغة التي تبين أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب . وقد تكون الصيغة الأولية هي الصيغة الجزيئية نفسها أو مختلفة عنها. وإذا اختلفت الصيغتان فإن الصيغة الجزيئية تكون دائمًا مضاعفًا بسيطًا للصيغة الأولية. فمثلاً، الصيغة الأولية لفوق أكسيد الهيدروجين HO، وصيغته الجزيئية هي H_2O_2. لاحظ أن نسبة الأكسجين إلى الهيدروجين هي 1:1 في كلتا الصيغتين. ويمكن استعمال النسب المئوية للمكونات أو كتل العناصر في كتلة محددة من المركب لحساب الصيغة الأولية. فمثلاً إذا أعطيت النسبة المئوية بالكتلة للمركب، ومع افتراض أن كتلة المركب الكلية تساوي 100.00g، وأن النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر مساوية لكتلة العنصر بالجرامات، كما في **الشكل 5-5**، حيث إن كل 100g من المركب تتكون من 40.05% من S و59.95% من O، أي تحتوي 40.05g من S و 59.95g من O. ثم تحول كتلة كل عنصر إلى مولات.

$$40.05\ \cancel{g\,S} \times \frac{1\ \text{mol S}}{32.07\ \cancel{g\,S}} = 1.249\ \text{mol S}$$

$$59.95\ \cancel{g\,O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \cancel{g\,O}} = 3.747\ \text{mol O}$$

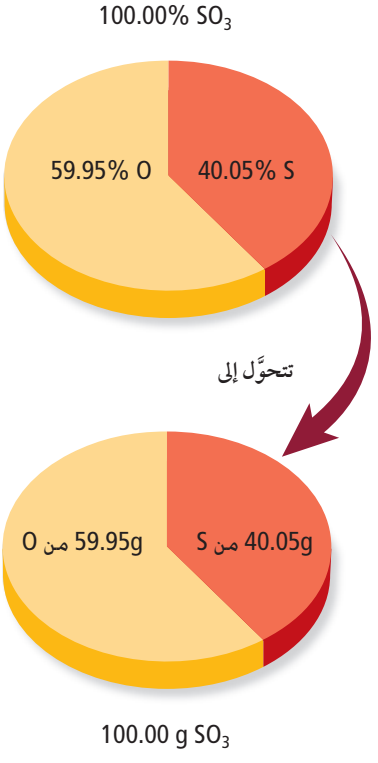
ولذا فإن نسبة ذرات S، إلى ذرات O في المركب هي 3.747 :1.249. وعندما لا تكون القيم في النسبة المولية أعدادًا صحيحة، لا يمكن استعمالها في الصيغة الكيميائية، ولذا يجب تحويلها إلى أعداد صحيحة، ولجعل القيمة المولية أعدادًا صحيحة اقسم القيمتين الموليتين على أصغر قيمة مولية وهي للكبريت (1.249). وهذا لا يغير النسبة المولية بين العنصرين لأن كليهما سيقسم على الرقم نفسه.

$$\frac{1.249\ \text{mol S}}{1.249} = 1\ \text{mol S} \qquad \frac{3.747\ \text{mol O}}{1.249} = 3\ \text{mol O}$$

أيْ أن أبسط نسبة عددية صحيحة لمولات S إلى O هي 3:1. لذا فإن الصيغة الأولية هي SO_3. وفي بعض الأحيان، قد لا تؤدي القسمة على أصغر قيمة مولية إلى أعداد صحيحة. وفي مثل هذه الحالات يجب ضرب كل قيمة مولية في أصغر عامل يجعلها عددًا صحيحًا، كما في **المثال 6-5**.

ماذا قرأت؟ عدّد الخطوات المطلوبة لحساب الصيغة الأولية من النسبة المئوية بالكتلة.

الشكل 5-5 تذكّر هذا الشكل عند حل المسائل المتعلقة بالنسب المئوية للمكونات. يمكنك الافتراض دائمًا أن لديك عينة كتلتها 100 g من المركب، واستعمل النسب المئوية للعناصر بوصفها كتلاً.



الصيغة الأولية من النسبة المئوية بالكتلة حدد الصيغة الأولية لمركب يتكون من 48.64% كربون، و8.16% هيدروجين، و43.20% أكسجين.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت النسب المئوية بالكتلة لمكونات مركب، والمطلوب تحديد صيغته الأولية، ولأنه يمكن الافتراض أن النسب المئوية تمثل كتل العناصر في عينة مقدارها 100g، لذا يمكن استبدال رمز النسبة بالوحدة (g)، ثم حوّل الجرامات إلى مولات، وجد أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر.

المعطيات	المطلوب
النسبة المئوية بالكتلة C = 48.64%	الصيغة الأولية= ؟
النسبة المئوية بالكتلة H = 8.16%	
النسبة المئوية بالكتلة O = 34.20%	

2 حساب المطلوب

حوّل كل كتلة إلى مولات باستعمال معامل التحويل (مقلوب الكتلة المولية) الذي يربط المولات بالجرامات :

عوض كتلة C، مقلوب الكتلة المولية MM لـ C، واحسب عدد مولات C

$$48.64\ \cancel{g\,C} \times \frac{1\ \text{mol C}}{12.01\ \cancel{g\,C}} = 4.050\ \text{mol C}$$

عوض كتلة H، مقلوب الكتلة المولية MM لـ H، واحسب عدد مولات H

$$8.16\ \cancel{g\,H} \times \frac{1\ \text{mol H}}{1.008\ \cancel{g\,H}} = 8.10\ \text{mol H}$$

عوض كتلة O، مقلوب الكتلة المولية MM لـ O، واحسب عدد مولات O

$$43.20\ \cancel{g\,O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \cancel{g\,O}} = 2.700\ \text{mol O}$$

إذن، فالنسب المولية للمركب هي: (4.05mol من C): (8.10mol من H): (2.700mol من O) . ثم احسب أبسط نسبة مولية للعناصر في المركب بالقسمة على أصغر قيمة مولية (2.700).

اقسم مولات C على 2.700

$$\frac{4.050\ \text{mol C}}{2.700} = 1.500\ \text{mol C} = 1.5\ \text{mol C}$$

اقسم مولات H على 2.700

$$\frac{8.10\ \text{mol H}}{2.700} = 3.00\ \text{mol H} = 3\ \text{mol H}$$

اقسم مولات O على 2.700

$$\frac{2.700\ \text{mol O}}{2.700} = 1.000\ \text{mol O} = 1\ \text{mol O}$$

أبسط نسبة مولات هي (1.5 mol من C) :(3 mol من H) : (1 mol من O). وأخيرًا اضرب كل عدد تشتمل عليه النسبة في أصغر رقم، وهو في هذه الحالة الرقم2، الذي يؤدي إلى نسبة عددية صحيحة.

اضرب مولات C في 2 للحصول على عدد صحيح

$$2 \times 1.5\ \text{mol C} = 3\ \text{mol C}$$

اضرب مولات H في 2 للحصول على عدد صحيح

$$2 \times 3\ \text{mol H} = 6\ \text{mol H}$$

اضرب مولات O في 2 للحصول على عدد صحيح

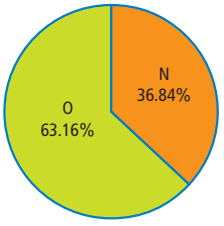
$$2 \times 1\ \text{mol O} = 2\ \text{mol O}$$

أبسط نسبة عددية صحيحة للمولات هي (3 ذرات من 6) :(C ذرات من H): (ذرتان من O) . وهكذا، فإن الصيغة الأولية للمركب هي $C_3H_6O_2$.

3 تقويم الإجابة

للتحقق من صحة الجواب احسب النسبة المئوية بالكتلة الممثلة بالصيغة، للوقوف على مدى اتفاقه مع معطيات المسألة.

مسائل تدريبية



35. يمثل الرسم البياني الدائري المجاور النسبة المئوية بالكتلة لمادة صلبة زرقاء. فما الصيغة الأولية لهذه المادة؟

36. ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98% ألومنيوم و64.02% كبريت.

37. البروبان هو أحد الهيدروكربونات، وهي مركبات تحتوي فقط على الكربون والهيدروجين. فإذا كان البروبان يتكون من 81.82% كربون و18.18% هيدروجين، فما صيغته الأولية؟

38. تحدِّ الأسبرين يعد من أكثر الأدوية استعمالاً في العالم، ويتكون من 60.00% كربون، و 4.44% هيدروجين، و 35.56% أكسجين. فما صيغته الأولية؟

الصيغ الجزيئية Molecular Formulas

قد تستغرب إذا علمت أن مواد لها خواص مختلفة تمامًا يمكن أن يكون لها نفس النسبة المئوية بالكتلة والصيغة الأولية ؟ وكيف يكون ذلك ممكنًا؟ تذكر أن الصيغة الأولية تعطي أبسط نسبة لذرات العناصر في المركب، ولكن هذه النسبة لا تمثل دائمًا العدد الفعلي لذراته. ولتعريف مركب جديد يحدد الكيميائيون ما يسمى **الصيغة الجزيئية**، والتي تعطي العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزيء واحد من المادة. فمثلاً، غاز الأستيلين وسائل البنزين لهما نفس النسبة المئوية بالكتلة والصيغة الأولية CH، ولكنهما يختلفان تمامًا في الخواص.

ولتحديد الصيغة الجزيئية لمركب، يجب تحديد الكتلة المولية للمركب من خلال التجارب العملية، ومقارنتها بكتلة الصيغة الأولية. فمثلاً، الكتلة المولية للأستيلين هي 26.04g/ mol، وكتلة صيغته الأولية CH هي 13.02g / mol. إن قسمة الكتلة المولية الفعلية على كتلة الصيغة الأولية تبين أن الكتلة المولية للأستيلين ضعف كتلة الصيغة الأولية.

$$\frac{\text{الكتلة المولية (MM) للأستيلين}}{\text{الكتلة المولية (MM) للصيغة الأولية CH}} = \frac{26.04\ \text{g/mol}}{13.02\ \text{g/mol}} = 2.00$$

ولأن الكتلة المولية للأستيلين ضعف كتلة الصيغة الأولية فإن الصيغة الجزيئية له يجب أن تحتوي على ضعف عدد ذرات الكربون والهيدروجين الموجودة في الصيغة الأولية.

وكذلك عند مقارنة الكتلة المولية المحددة تجريبيًّا للبنزين 78.12g / mol بكتلة الصيغة الأولية ستجد أن الكتلة المولية تساوي ستة أضعاف كتلة الصيغة الأولية.

$$\frac{\text{الكتلة المولية (MM) للبنزين}}{\text{كتلة الصيغة الأولية CH}} = \frac{78.12\ \text{g/mol}}{13.02\ \text{g/mol}} = 6.00$$

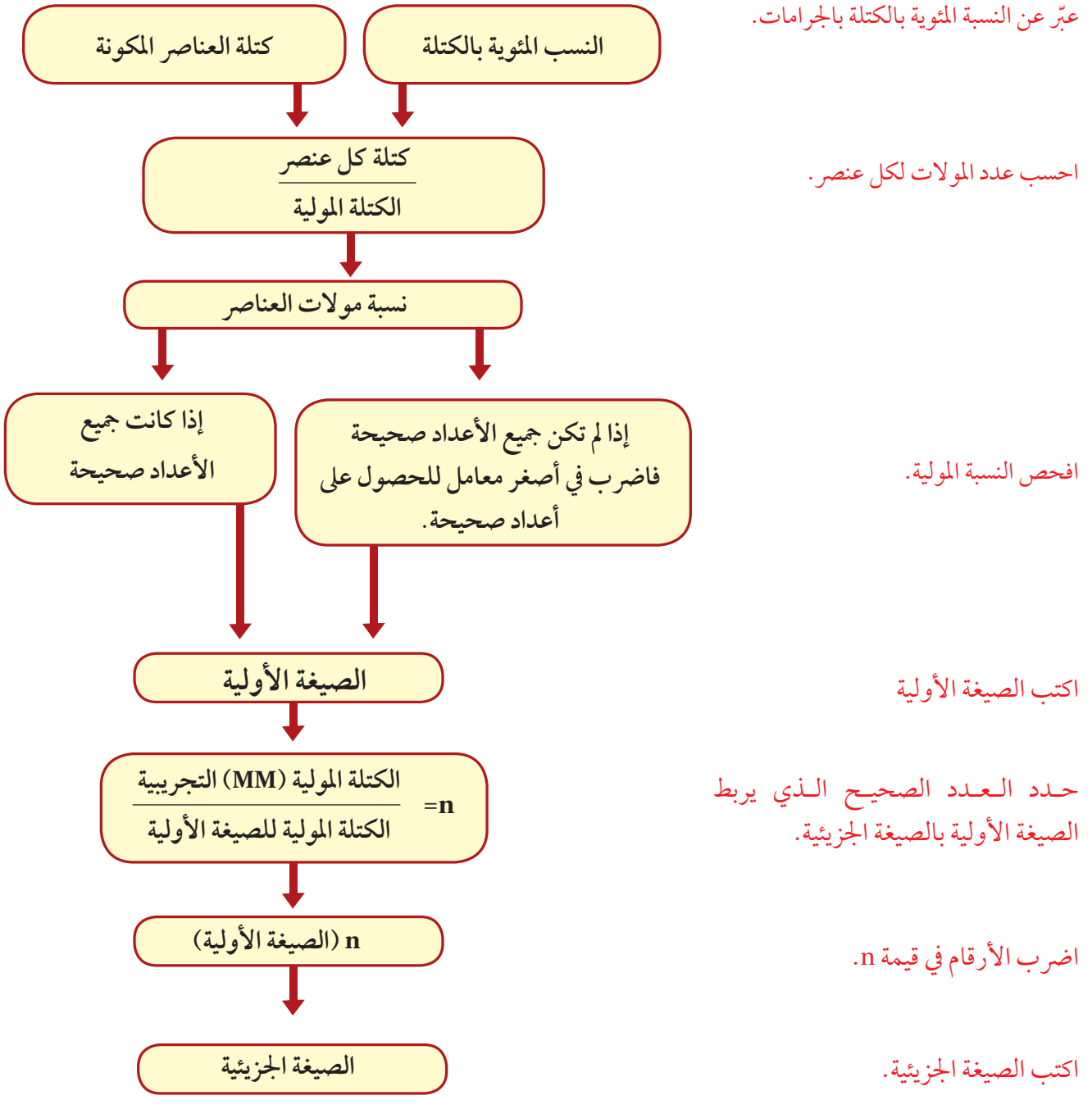
لذا فإن الصيغة الجزيئية للبنزين يجب أن تمثل ستة أمثال عدد ذرات الكربون والهيدروجين في الصيغة الأولية. ويمكنك أن تستنتج أن الصيغة الجزيئية للأستيلين هي $2\times CH$ أو C_2H_2. وأن الصيغة الجزيئية للبنزين هي $6\times CH$ أو C_6H_6. ويمكن تمثيل الصيغة الجزيئية بوصفها أولية مضروبة في عدد صحيح(n).

الصيغة الجزيئية = n (الصيغة الأولية)

حيث (n) تمثل العامل (6 في مثال البنزين) الذي تضرب به الأرقام في الصيغة الأولية للحصول على الصيغة الجزيئية. ويبين **الشكل 6-5** خطوات تحديد الصيغ الأولية والجزيئية للمركب بدءًا بالنسبة المئوية للمكونات أو بيانات الكتلة.

الشكل 6-5 استعن بهذا المخطط الذي يساعدك على تحديد الصيغ الأولية والجزيئية للمركبات.

صف كيف يرتبط العدد الصحيح (n) مع الصيغ الأولية والجزيئية؟



تحديد الصيغة الجزيئية يشير التحليل الكيميائي لحمض السكسنيك إلى أنه يتكون من 40.68% كربون، و5.08% هيدروجين، 54.24% أكسجين، وله كتلة مولية 118.1g/mol. حدد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لهذا الحمض.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت النسبة المئوية بالكتلة لحمض السكسنيك، افترض أن كل نسبة مئوية كتلية تمثل كتلة العنصر بِـ 100g من العينة، لذا يمكنك مقارنة الكتلة المولية المعطاة (118.1g/mol) بالكتلة التي تمثل الصيغة الأولية لإيجاد العدد الصحيح n.

المعطيات	المطلوب
النسبة المئوية بالكتلة لـِ C = 40.68%	الصيغة الأولية= ؟
النسبة المئوية بالكتلة لـِ H = 5.08%	الصيغة الجزيئية= ؟
النسبة المئوية بالكتلة لـِ O = 54.24%	
الكتلية المولية = 118.1g/mol حمض السكسنيك	

2 حساب المطلوب

حوّل كل كتلة إلى مولات باستعمال معامل التحويل (مقلوب الكتلة المولية) الذي يربط المولات بالجرامات :

عوض كتلة C، مقلوب الكتلة المولية MM، واحسب عدد مولات C

$$40.68\ \cancel{g\,C} \times \frac{1\ mol\ C}{12.01\ \cancel{g\,C}} = 3.387\ mol\ C$$

عوض كتلة H، مقلوب الكتلة المولية MM، واحسب عدد مولات H

$$5.08\ \cancel{g\,H} \times \frac{1\ mol\ H}{1.008\ \cancel{g\,H}} = 5.04\ mol\ H$$

عوض كتلة O، مقلوب الكتلة المولية MM، واحسب عدد مولات O

$$54.24\ \cancel{g\,O} \times \frac{1\ mol\ O}{16.00\ \cancel{g\,O}} = 3.390\ mol\ O$$

نسبة المولات في حمض السكسنيك هي (3.387mol من C) : (5.04mol من H) : (3.39mol من O). احسب أبسط نسبة لمولات العناصر بقسمه مولات كل عنصر على أصغر قيمة في النسبة المولية المحسوبة.

اقسم مولات C على 3.387

$$\frac{3.387\ mol\ C}{3.387} = 1\ mol\ C$$

اقسم مولات H على 3.387

$$\frac{5.04\ mol\ H}{3.387} = 1.49\ mol\ H \approx 1.5\ mol\ H$$

اقسم مولات O على 3.387

$$\frac{3.390\ mol\ O}{3.387} = 1.001\ mol\ O \approx 1\ mol\ O$$

أبسط نسبة مولية هي 1 : 1.5 : 1 فاضرب جميع القيم المولية في 2 للحصول على أعداد صحيحة.

اضرب مولات C في 2

$$2 \times 1\ mol\ C = 2\ mol\ C$$

اضرب مولات H في 2

$$2 \times 1.5\ mol\ H = 3\ mol\ H$$

اضرب مولات O في 2

$$2 \times 1\ mol\ O = 2\ mol\ O$$

أبسط نسبة عددية صحيحة للمولات هي 2 : 3 : 2، إذن الصيغة الأولية هي $C_3H_6O_2$.

احسب كتلة الصيغة الأولية باستعمال الكتلة المولية لكل عنصر.

اضرب الكتلة المولية للكربون في عدد مولات ذراته

$$2\ \cancel{mol\ C} \times \frac{12.01\ g\ C}{1\ \cancel{mol\ C}} = 24.02\ g\ C$$

$$3\ \cancel{\text{mol H}} \times \frac{1.008\ \text{g H}}{1\ \cancel{\text{mol H}}} = 3.024\ \text{g H}$$ اضرب الكتلة المولية للهيدروجين في عدد مولات ذراته.

$$2\ \cancel{\text{mol O}} \times \frac{16.00\ \text{g O}}{1\ \cancel{\text{mol O}}} = 32.00\ \text{g O}$$ اضرب الكتلة المولية للأكسجين في عدد مولات ذراته.

اجمع كتل العناصر. الكتلة المولية(MM) لـ $C_2H_3O_2$ $= 24.02\ \text{g} + 3.024\text{g} + 32.0\text{g} = 59.04\ \text{g}$

لتحديد قيمة n اقسم الكتلة المولية لحمض السكسنيك على كتلة الصيغة الأولية.

$$\text{n} = \frac{\text{الكتلة المولية (MM) لحمض السكسنيك}}{\text{الكتلة المولية } C_2H_3O_2} = \frac{118.1\ \text{g/mol}}{59.04\ \text{g/mol}} = 2.000$$

اضرب الأرقام في الصيغة الأولية في 2 لتحصل على الصيغة الجزيئية.

الصيغة الجزيئية = $2\times(C_2H_3O_2) = C_4H_6O_4$

3 تقويم الإجابة

الكتلة المولية للصيغة الجزيئية التي تم التوصل إليها هي الكتلة المولية نفسها المحددة تجريبيًّا للمركب.

مثال 8-5

حساب الصيغة الأولية من خلال الكتلة يستعمل معدن الإلمنيت لاستخراج التيتانيوم. وعند تحليل عينة منه وجد أنها تحوي 5.41g من الحديد، 4.64g من التيتانيوم، 4.65g من الأكسجين. حدد الصيغة الأولية لهذا المعدن.

1 تحليل المسألة

لديك كتل العناصر الآتية في كتلة معينة من المعدن، والمطلوب حساب الصيغة الأولية له. لذا حوّل العناصر كلها إلى مولات، ثم احسب أبسط نسبة صحيحة لمولات هذه العناصر.

المعطيات	المطلوب
كتلة الحديد Fe = 5.41g	الصيغة الأولية= ؟؟
كتلة التيتانيوم Ti = 4.64g	
كتلة الأكسجين O = 4.65g	

2 حساب المطلوب

حول الكتل المعروفة إلى مولات بالضرب في معامل التحويل الذي يربط المولات بالجرامات– مقلوب الكتلة المولية(MM).

$$5.41\ \cancel{\text{g Fe}} \times \frac{1\ \text{mol Fe}}{55.85\ \cancel{\text{Fe}}} = 0.0969\ \text{mol Fe}$$ عوض كتلة الحديد، ومقلوب الكتلة المولية (MM)، واحسب عدد المولات.

$$4.64\ \cancel{\text{Ti}} \times \frac{1\ \text{mol Ti}}{47.88\ \cancel{\text{g Ti}}} = 0.0969\ \text{mol Ti}$$ عوض كتلة التيتانيوم، ومقلوب الكتلة المولية (MM)، واحسب عدد المولات.

$$4.65\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \cancel{\text{g O}}} = 0.291\ \text{mol O}$$ عوض كتلة الأكسجين، ومقلوب الكتلة المولية (MM)، واحسب عدد المولات.

إذا كانت النسبة المولية لمعدن الإلمنيت هي: (0.0969mol من Fe) :(0.0969mol من Ti) : (0.291mol من O)، فاقسم كل قيمة مولية على أصغر قيمة في النسبة (0.0969) لتحصل على أبسط نسبة مولية.

أبسط نسبة مولية هي (1mol من Fe) : (1mol من Ti) : (3mol من O) وبما أن جميع القيم المولية أعداد صحيحة، إذن فالصيغة الأولية للإلمنيت هي $FeTiO_3$.

3 تقويم الإجابة

كتلة الحديد أكبر قليلاً من كتلة التيتانيوم، والكتلة المولية (MM) للحديد أكبر قليلاً من الكتلة المولية للتيتانيوم أيضًا . ولهذا فمن المنطقي أن يكون عدد مولات الحديد مساويًا لعدد مولات التيتانيوم. كما أن كتلة التيتانيوم مساوية تقريبًا لكتلة الأكسجين، ولكن الكتلة المولية (MM) للأكسجين نحو ثلث الكتلة المولية للتيتانيوم. لذا، فإن النسبة 1:3 أكسجين إلى تيتانيوم معقولة.

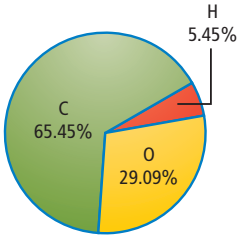
مسائل تدريبية

39. وجد أن مركبًا يحتوي على 49.98g من الكربون و10.47g من الهيدروجين. فإذا كانت الكتلة المولية (MM) للمركب 58.12g /mol، فما صيغته الجزيئية؟

40. سائل عديم اللون يتكون من 46.68% نيتروجين، و53.32% أكسجين، وكتلته المولية (MM) 60.01g / mol. ما صيغته الجزيئية؟

41. عند تحليل أكسيد البوتاسيوم نتج 19.55g من K، و4.00 g من O. فما الصيغة الأولية للأكسيد؟

42. **تحدٍّ** عند تحليل مادة كيميائية تستعمل في سائل تظهير الأفلام الفوتوغرافية تم التوصل إلى بيانات النسب المئوية في الكتلة الموضحة في الشكل المجاور. فإذا كانت الكتلة المولية (MM) للمركب 110.0 g /mol، فما الصيغة الجزيئية له؟



43. عند تحليل مسكّن الآلام المعروف المورفين تم التوصل إلى البيانات المبينة في الجدول أدناه . فما الصيغة الأولية للمورفين؟

العنصر	كربون	هيدروجين	أكسجين	نيتروجين
الكتلة(g)	17.900	1.680	4.225	1.228

المختبر الصغير

حلّل العلكة

هل المُحلّيات والنكهات تضاف إلى الطبقة الخارجية للعلكة أم تكون مخلوطة بها؟

الخطوات

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.

2. أزل الغلاف عن **قطعتي علكة**، ثم قس كتلة كل منهما باستعمال الميزان وسجلها.

3. أضف 150 ml من **ماء الصنبور** البارد إلى **كأس سعة** 250 ml. وضع إحدى قطعتي العلكة في الكأس **وحركها بقضيب** تحريك مدة دقيقتين.

4. أخرج قطعة العلكة وجففها باستعمال **مناشف ورقية**، ثم قس كتلتها وسجلها.

5. استعمل **مقصًّا** لتقطيع قطعة العلكة الثانية إلى قطع صغيرة. وكرر الخطوة الثالثة مستعملاً ماءً جديدًا. ولا تدع القطع تتجمع معًا .

تحذير: كن حذرًا عند استعمال المقص.

6. استعمل مُنخل قياس (10cm×10cm) لتصفية الماء من قطع العلكة. وجففها بمناشف ورقية، ثم قس كتلتها وسجلها.

التحليل

1. **احسب** كتلة المُحلّيات والنكهات المذابة لقطعة العلكة التي لم تقطع، والتي تساوي الفرق بين كتلة العلكة الأصلية وكتلة العلكة الجافة.

2. **احسب** كتلة المُحلّيات والنكهات المذابة لقطعة العلكة التي قطعت قطعًا صغيرة.

3. طبق احسب النسبة المئوية لكتلة العلكة (أي بعد ذوبان النكهات والمُحلّيات).

4. استنتج ماذا يمكن أن تستنتج من النسبتين المئويتين؟ هل العلكة مغطاة بالسكر أم أن المُحلّيات والنكهات مخلوطة بالعلكة؟

تقويم الدرس 5-2

الخلاصة

- ينص قانون النسب الثابتة على أن المركب يتكون دائمًا من العناصر نفسها، وبالنسب نفسها
- تمثل النسبة المئوية بالكتلة لعنصر في مركب ما النسبة المئوية من كتلة المركب الكلية من العنصر.
- النسبة المئوية للمكونات لمركب ثابتة مهما كانت كتلة العينة
- تمثل الأرقام في الصيغة الأولية أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر في المركب.
- تمثل الصيغة الجزيئية العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزيء من المادة.
- الصيغة الجزيئية هي مضاعف صحيح للصيغة الأولية.

44. الفكرة الرئيسة **قوّم** إذا أخبرك أحد زملائك أن النتائج التجريبية تبين أن الصيغة الجزيئية لمركب تساوي صيغته الأولية 2.5 مرة، فهل إجابته صحيحة؟ فسر ذلك.

45. **احسب** النسبة المئوية بالكتلة للهيدروجين وللأكسجين في الماء.

46. **أكمل** الجدول الآتي، ثم حلل البيانات الموجودة فيه لتقرر ما إذا كان المركب **I** والمركب **II** هما المركب نفسه.

بيانات تحليل مركبين للحديد

المركب	الكتلة الكلية (g)	كتلة Fe (g)	كتلة O (g)	النسبة المئوية بالكتلة للحديد	النسبة المئوية بالكتلة للأكسجين
I	75.00	52.46	22.54		
II	56.00	43.53	12.47		

47. **احسب** نتج عن تحليل مركب يتكون من الحديد والأكسجين، 174.86g من الحديد Fe، و75.14g من الأكسجين O. فما الصيغة الأولية لهذا المركب؟

48. **احسب** يحتوي أكسيد الألومنيوم على 0.545g من Al، و0.485g من O. فما الصيغة الأولية للأكسيد؟

49. **وضّح** كيف ترتبط بيانات النسب المئوية بالكتلة لمركب مع كتل العناصر في ذلك المركب؟

50. **وضّح** كيف تجدد النسبة المولية في مركب كيميائي.

51. **طبّق** الكتلة المولية لمركب هي ضعف صيغته الأولية. فكيف ترتبط صيغته الجزيئية مع صيغته الأولية؟

52. **حلّل** الهيماتيت Fe_2O_3 والماجنتيت Fe_3O_4 خامان يستعملان بوصفهما مصدرين للحديد. أيهما يعطي نسبة أعلى من الحديد لكل kg؟

حسابات المعادلات الكيميائية

Stoichiometric Calculations

الفكرة الرئيسة **تتطلب مسائل الحسابات الكيميائية كتابة معادلة موزونة، وتحدِّد كميةُ كل مادة متفاعلة عند بداية التفاعل الكيميائي كميةَ المواد الناتجة.**

الربط مع الحياة لعلك شاهدت شمعة تحترق. عندما تحترق الشمعة كليًّا، أو تُطفأ بالنفخ عليها، يتوقف تفاعل الاحتراق في كلتا الحالتين.

تساؤلات جوهرية

- **ما هو** تسلسل الخطوات المستخدمة في حل مسائل الحسابات الكيميائية؟
- **كيف** نطبق هذه الخطوات في حل مسائل الحسابات الكيميائية؟

مراجعة المفردات

المواد المتفاعلة: المواد التي تدخل في التفاعل الكيميائي.

التفاعل الكيميائي: العملية التي يُعاد فيها ترتيب ذرات مادة أو أكثر لإنتاج مواد جديدة مختلفة.

المفردات الجديدة

الحسابات الكيميائية

النسبة المولية

علاقة المول بالجسيمات Particle and Mole Relationships

هل فوجئت باختفاء اللون الأرجواني لبرمنجنات البوتاسيوم عندما أضفت كبريتيت الصوديوم الهيدروجيني في أثناء التجربة الاستهلالية؟ إذا استنتجت أن برمنجنات البوتاسيوم قد استهلكت وأن التفاعل قد توقف فهذا صحيح . تتوقف التفاعلات الكيميائية عندما تستهلك إحدى المواد المتفاعلة. وعندما يخطط الكيميائي لتفاعل برمنجنات البوتاسيوم وكبريتيت الصوديوم الهيدروجيني فإنه يتساءل "كم جرامًا من برمنجنات البوتاسيوم نحتاج لتتفاعل تمامًا مع كتلة محددة من كبريتيت الصوديوم الهيدروجيني ؟". أو قد تتساءل عند تحليل تفاعل البناء الضوئي "ما الكمية التي نحتاج إليها من الأكسجين وثاني أكسيد الكربون لتكوين كتلة محددة من السكر؟" تعد الحسابات الكيميائية الطريقة الصحيحة للإجابة عن هذه الأسئلة.

الحسابات الكيميائية تُسمى دراسة العلاقات الكمية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي **الحسابات الكيميائية**. وتعتمد الحسابات الكيميائية على قانون بقاء الكتلة الذي ينص على أن المادة لا تفنى ولا تستحدث من العدم في التفاعل الكيميائي. وتكون كمية المواد الناتجة في أي تفاعل كيميائي عند نهايته هي كمية المواد المستخدمة في بداية التفاعل. لذا فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة. لاحظ تفاعل مسحوق الحديد Fe مع الأكسجين O_2، الموضح في **الشكل 7–5** . فعلى الرغم من تفاعل الحديد مع الأكسجين لتكوين مركب جديد، هو أكسيد الحديد III Fe_2O_3، إلا أن الكتلة الكلية لا تتغير.

الشكل 7-5 تحدد المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الحديد والأكسجين العلاقة بين كمية المواد المتفاعلة والناتجة.

الجدول 1-5 العلاقات المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة

$4Fe_{(s)}$	+	$3O_{2(g)}$	→	$2Fe_2O_{3(s)}$
الحديد	+	الأكسجين	→	أكسيد الحديد III
4 ذرات Fe	+	3 جزيئات O_2	→	2 وحدة صيغة كيميائية من Fe_2O_3
4 mol Fe	+	3 mol O_2	→	2 mol Fe_2O_3
223.4 g Fe	+	96.00 g O_2	→	319.4 g Fe_2O_3
319.4 g مواد متفاعلة			→	319.4 g مواد ناتجة

تكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل الكيميائي الموضح في **الشكل 7-5** على النحو الآتي:

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)}$$

تبين هذه المعادلة تفاعل أربع ذرات حديد مع ثلاثة جزيئات أكسجين لإنتاج وحدتي صيغة كيميائية من أكسيد الحديد III. تذكّر أن المعامل في المعادلة يمثل عدد المولات. لذا، تستطيع القول إن أربعة مولات قد تفاعلت من الحديد مع ثلاثة مولات أكسجين لإنتاج مولين من أكسيد الحديد III.

ولا تعطي المعادلة الكيميائية معلومات مباشرة عن كتل المواد المتفاعلة والناتجة، إلا أنه بتحويل عدد المولات المعروفة إلى كتلة تصبح علاقات الكتلة واضحة. تذكر أنه يمكنك تحويل عدد المولات إلى كتلة بضربها في الكتلة المولية. لذا، فإن كتل المواد المتفاعلة هي على النحو الآتي:

$$4\ \text{mol Fe} \times \frac{55.85\ \text{g Fe}}{1\ \text{mol Fe}} = 223.4\ \text{g Fe}$$

$$3\ \text{mol } O_2 \times \frac{32.00\ \text{g } O_2}{1\ \text{mol } O_2} = 96.00\ \text{g } O_2$$

ولذا؛ فالكتلة الكلية للمواد المتفاعلة هي: $319.4\text{g} = 223.4\text{g} + 96.00\text{g}$

وبطريقة مماثلة، فإن كتلة المواد الناتجة هي:

$$2\ \text{mol } Fe_2O_3 \times \frac{159.7\ \text{g } Fe_2O_3}{1\ \text{mol } Fe_2O_3} = 319.4\ \text{g}$$

لاحظ تساوي كتل المواد المتفاعلة والناتجة.

كتلة المواد المتفاعلة = كتلة المواد الناتجة

$319.4\text{g} = 319.4\text{g}$

وكما هو متوقع من قانون بقاء الكتلة، فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة. ويلخص **الجدول 1-5** العلاقات التي يمكن أن تحددها المعادلة الكيميائية الموزونة.

ماذا قرأت ؟ سجّل في قائمةٍ، أنواع العلاقات التي يمكن اشتقاقها من المعاملات في معادلة كيميائية موزونة.

المفردات

أصل الكلمة

الحسابات الكيميائية

يعود أصل كلمة الحسابات الكيميائية إلى الكلمة اليونانية "ستويكيومتري" المكونة من كلمتين هما: (ستيوكيو) وتعني العنصر، و(متري) وتعني القياس.

استخدم التكنولوجيا

الذكاء الاصطناعي: استخدم الرياضيات والتفكير الحسابي في برمجية رقمية بغرض تحديد الكميات المتفاعلة والناتجة في تفاعل كيميائي ما، واستنتج من ذلك قانون بقاء الكتلة.

مثال 9-5

تفسير المعادلات الكيميائية يزودنا احتراق البروبان C_3H_8 بالطاقة اللازمة لتدفئة البيوت، وطهو الطعام، ولحام الأجزاء المعدنية. فسر معادلة احتراق البروبان باستعمال عدد الجسيمات وعدد المولات والكتلة، ثم وضح تطبيق قانون بقاء الكتلة.

1 تحليل المسألة

تمثل معاملات المعادلة الكيميائية الموضحة أدناه كلًّا من المولات والجسيمات الممثلة. وتمثل هذه المعاملات في هذه الحالة الجزيئات. وستتم برهنة قانون بقاء الكتلة إذا كانت كتل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة متساوية.

المعطيات

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

المطلوب

عدد الجزيئات = ؟

عدد المولات = ؟

كتل المواد المتفاعلة والناتجة = ؟

2 حساب المطلوب

تحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد الجزيئات:

4 جزيئات من H_2O + 3 جزيئات من CO_2 ⟵ 5 جزيئات من O_2 + 1 جزيء من C_3H_8

وتحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد المولات أيضًا.

$$1\ mol\ C_3H_8 + 5\ mol\ O_2 \rightarrow 3\ mol\ CO_2 + 4\ mol\ H_2O$$

وللتأكد من حفظ الكتلة، نحول أولاً عدد مولات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة إلى كتلة، وذلك بالضرب في معامل التحويل – الكتلة المولية، التي تربط بين الجرامات والمولات.

مولات المواد الناتجة أو المتفاعلة $\times \frac{\text{جرامات المادة المتفاعلة أو الناتجة}}{1 \text{ مول مادة متفاعلة أو ناتجة}}$ = جرامات المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة.

حساب كتلة C_3H_8 المتفاعلة.

$$1\ \cancel{mol\ C_3H_8} \times \frac{44.09\ g\ C_3H_8}{1\ \cancel{mol\ C_3H_8}} = 44.09\ g\ C_3H_8$$

حساب كتلة O_2 المتفاعلة.

$$5\ \cancel{mol\ O_2} \times \frac{32.00\ g\ O_2}{1\ \cancel{mol\ O_2}} = 160.0\ g\ O_2$$

حساب كتلة CO_2 الناتجة

$$3\ \cancel{mol\ CO_2} \times \frac{44.01\ g\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} = 132.0\ g\ CO_2$$

حساب كتلة H_2O الناتجة

$$4\ \cancel{mol\ H_2O} \times \frac{18.02\ g\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ H_2O}} = 72.08\ g\ H_2O$$

اجمع كتل المواد المتفاعلة

$$44.09\ g\ C_3H_8 + 160.0\ g\ O_2 = 204.1\ g$$

اجمع كتل المواد الناتجة

$$132.0\ g\ CO_2 + 72.08\ g\ H_2O = 204.1\ g$$

تطبيق قانون بقاء الكتلة

مواد ناتجة 204.1 g = مواد متفاعلة 204.1 g

3 تقويم الإجابة

إن كتلة المواد المتفاعلة تساوي كتلة المواد الناتجة، كما هو متوقع من قانون بقاء الكتلة.

مسائل تدريبية

53. فسر المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية من حيث عدد الجسيمات و المولات والكتلة، آخذًا بعين الاعتبار قانون بقاء الكتلة:

a. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$

b. $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

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

54. **تحدٍّ** زن المعادلات الكيميائية الآتية، ثم فسرها من حيث عدد الجسيمات الممثلة والمولات والكتلة آخذًا بعين الاعتبار قانون بقاء الكتلة:

a. $__Na_{(s)} + __H_2O_{(l)} \rightarrow __NaOH_{(aq)} + __H_{2(g)}$

b. $__Zn_{(s)} + __HNO_{3(aq)} \rightarrow __Zn(NO_3)_{2(aq)} + __N_2O_{(g)} + __H_2O_{(l)}$

نسبة المولات لقد تعلمت أن المعاملات في المعادلة الكيميائية تظهر العلاقات بين مولات المواد المتفاعلة ومولات المواد الناتجة. وتستطيع أن تستخدم العلاقات بين المعاملات لاشتقاق عوامل التحويل المسماة النسبة المولية. و**النسبة المولية** نسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة. فعلى سبيل المثال، يوضح تفاعل **الشكل 8-5** تفاعل البوتاسيوم K مع البروم Br_2 لتكوين بروميد البوتاسيوم KBr . ويستعمل الأطباء البيطريون الملح الأيوني الناتج عن التفاعل (بروميد البوتاسيوم) دواءً مضادًّا للصرع عند الكلاب والقطط.

$$2K_{(s)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2KBr_{(s)}$$

فأي نسب مولية يمكن كتابتها لهذا التفاعل؟ تستطيع بدءًا بالبوتاسيوم المتفاعل كتابة النسبة المولية التي تربط بين مولات البوتاسيوم وكل من المادتين الأخيرتين في المعادلة. ولذلك تربط نسبة المول بين مولات البوتاسيوم ومولات البروم المستخدمة. في حين تربط النسبة الأخرى مولات البوتاسيوم المستخدمة بمولات بروميد البوتاسيوم الناتجة.

$$\frac{2\ mol\ K}{2\ mol\ KBr} \text{ و } \frac{2\ mol\ K}{1\ mol\ Br_2}$$

تُظهر النسبتان الأخريان كيف ترتبط مولات البروم مع مولات المادتين الأخريين في المعادلة وهما: البوتاسيوم وبروميد البوتاسيوم.

$$\frac{1\ mol\ Br_2}{2\ mol\ KBr} \text{ و } \frac{1\ mol\ Br_2}{2\ mol\ K}$$

وترتبط بصورة مماثلة نسبتا مولات بروميد البوتاسيوم مع مولات البوتاسيوم والبروم.

$$\frac{2\ mol\ KBr}{1\ mol\ Br_2} \text{ و } \frac{2\ mol\ KBr}{2\ mol\ K}$$

وتحدد هذه النسب الست علاقات المول في هذه المعادلة كلها. وتشكل كل واحدة من المواد الثلاث في المعادلة نسبة مع المادتين الأخريين.

ماذا قرأت؟ **حدّد** المصدر الذي تُشتق منه النسب المولية للتفاعل الكيميائي.

الشكل 8-5 يتفاعل فلز البوتاسيوم وسائل البروم بشدة لتكوين المركب الأيوني بروميد البوتاسيوم. والبروم أحد العنصرين السائلين عند درجة حرارة الغرفة (الزئبق هو العنصر الآخر)، أما البوتاسيوم فهو فلز نشط جدًّا .

ملاحظة توجيهية في الامتحانات التكوينية والتحصيلية لا يوجد سؤال هدفه وزن المعادلات الكيميائية، ولكن عليك التثبت أوّلا أنّ معادلة التفاعل موزونة قبل بدء حساباتك.

مسائل تدريبية

55. حدد النسب المولية جميعها لكل من المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية:

a. $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$

b. $3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(l)} \rightarrow Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$

c. $2HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$

56. **تحدّ** زن المعادلات الآتية، ثم حدد النسب المولية الممكنة:

a. $ZnO_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

b. بيوتان C_4H_{10} + أكسجين ← ثاني أكسيد الكربون + ماء

المفردات

المفردات الأكاديمية

يشتق

الحصول على الشيء من مصدر محدد. كان الباحث قادرًا على اشتقاق معنى الرسوم من الكتب القديمة .

استخدام الحسابات الكيميائية Using Stoichiometry

ما الأدوات اللازمة لإجراء الحسابات الكيميائية؟ لقد امتلكت سابقًا مهارة وزن المعادلات الكيميائية، وعليك حسن استخدام هذه المهارة. تبدأ الحسابات الكيميائية جميعها بمعادلة كيميائية موزونة. وكذلك نحتاج إلى النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة بالإضافة إلى تحويلات الكتلة إلى المول.

الحسابات الكيميائية، تحويل من مول (mol) إلى مول (mol) يتفاعل البوتاسيوم مع الماء بشدة كما في **الشكل 9-5**، ويُمثَّل التفاعل بالمعادلة الآتية:

$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

تبين المعادلة أن مولين من البوتاسيوم ينتجان مولاً من الهيدروجين. ولكن كم ينتج من الهيدروجين إذا استخدم 0.0400 mol من البوتاسيوم فقط؟ وللإجابة عن هذا السؤال حدّد المادة المعطاة والمادة التي تحتاج إلى معرفتها. فمقدارالمادة المعطاة هو0.0400 mol من البوتاسيوم، والمجهول هو عدد مولات الهيدروجين . ولأن كمية المادة المعروفة معطاة بالمول، لذا يجب تحديد المادة المجهولة بالمول أيضًا، لذا، تشتمل هذه المسألة على تحويل مول – مول.

ويتطلب منك حل المسألة معرفة العلاقة التي تربط عدد مولات الهيدروجين بعدد مولات البوتاسيوم. لقد تعلمت سابقًا كيف تشتق النسبة المولية من المعادلة الكيميائية الموزونة. لذا تُتخذ النسبة المولية عاملاً لتحويل عدد مولات المادة المعروفة إلى عدد مولات المادة المراد حسابها في التفاعل الكيميائي نفسه. ولأنه يمكن كتابة العديد من النسب المولية من هذه المعادلة الكيميائية، فكيف تعرف أي هذه النسب ستختار؟

كما يظهر أدناه فإن النسبة المولية الصحيحة هي: 1 مول H_2 إلى 2 مول K ، ويظهر الشكل أيضًا عدد مولات المجهول في البسط، وعدد مولات المعلوم في المقام. وباستخدام هذه النسبة نُحول عدد مولات البوتاسيوم المعروفة إلى عدد مولات الهيدروجين المجهولة.

$$\text{عدد مولات المادة المجهولة} = \text{عدد مولات المادة المعروفة} \times \frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة}}{\text{عدد مولات المادة المعروفة}}$$

$$0.0400 \cancel{\text{mol K}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \cancel{\text{mol K}}} = 0.0200 \text{ mol } H_2$$

والأمثلة الآتية توضح خطوات الحسابات الكيميائية الضرورية لتحويل مول – مول، ومول – كتلة، وكتلة – كتلة. كما يوضح الشكل استراتيجية حل المسائل.

مسائل حسابات التحويل من مول (mol) إلى كتلة (m)

والآن، افترض أنك تعرف عدد مولات إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة، وأنك ترغب في حساب كتلة مادة متفاعلة أو ناتجة أخرى. فيما يلي مثال على التحويل من مول إلى كتلة.

حسابات تحويل من كتلة (m) إلى كتلة (m)

إذا كنت تستعد لإجراء تفاعل كيميائي في المختبر، فسوف تحتاج إلى معرفة كمية كل من المواد التي ستستخدمها في إنتاج الكتلة المطلوبة من النواتج. يوضح **المثال 12–5** كيف تستطيع استخدام كتلة محددة من مادة معروفة، والمعادلة الكيميائية الموزونة، والنسب المولية من المعادلة لإيجاد كتلة المادة المجهولة. وسيزودك مختبر الكيمياء في نهاية هذا الجزء بخبرة عملية لتحديد النسب المولية.

الشكل 5-9 يتفاعل فلز البوتاسيوم بشدة مع الماء مطلِقًا كمية كبيرة من الحرارة كافية لإشعال غاز الهيدروجين الناتج واحتراقه.

المختبر الافتراضي

صمم تجربة لتفاعل كيميائي يُطبق من خلاله التناسب بين كمية المتفاعلات والنواتج (يمكن لك البحث على تجربة جاهزة في برنامج كروكودايل الكيمياء).

استراتيجية حل المسألة

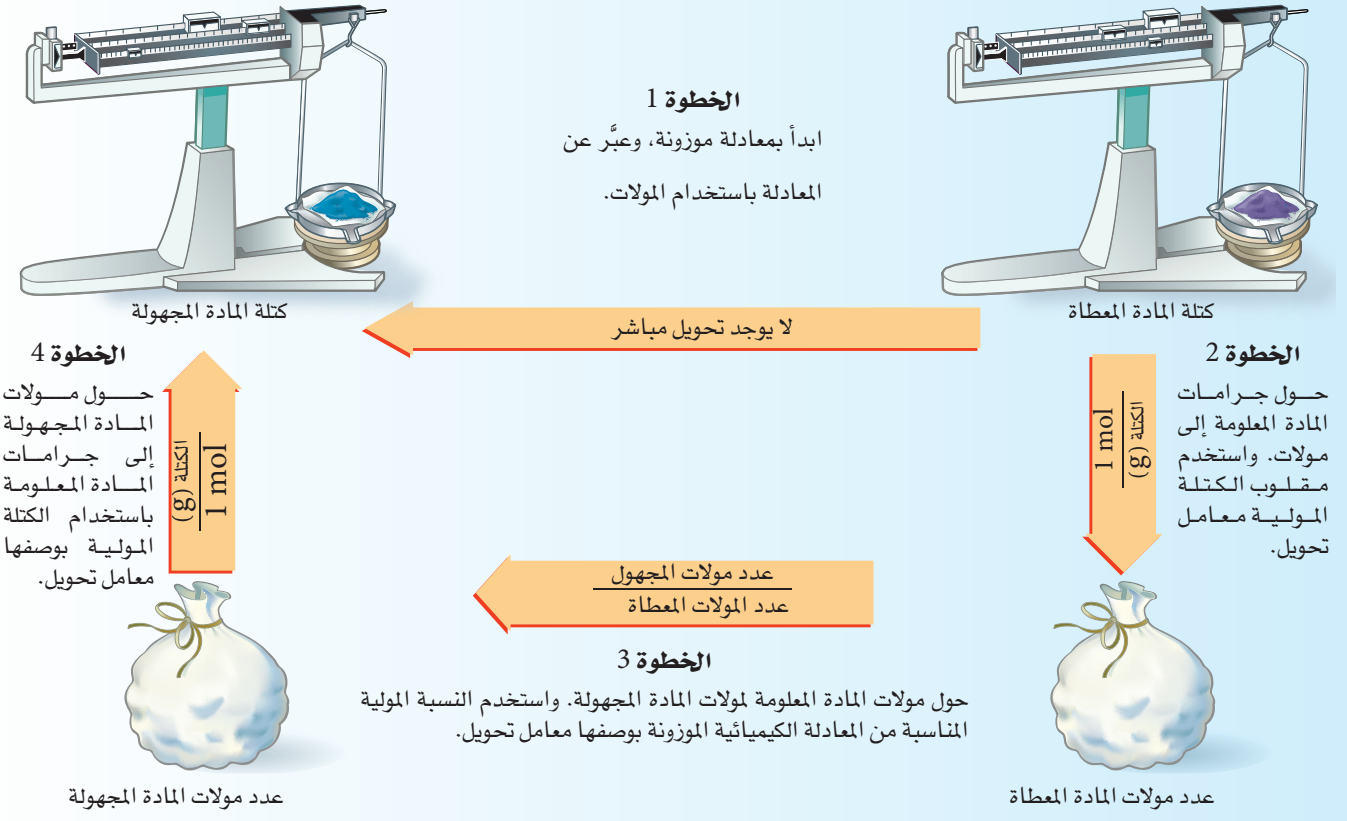
إتقان الحسابات الكيميائية

يوضح المخطط الآتي الخطوات المستخدمة لحل مسائل الحسابات الكيميائية عند تحويل من مول إلى مول، ومن مول إلى كتلة، ومن كتلة إلى كتلة.

1. أكمل الخطوة الأولى بكتابة معادلة التفاعل الموزونة.
2. لمعرفة من أين تبدأ حساباتك، حدد الوحدة المستخدمة للمادة المعلومة.
   - إذا كانت الكتلة معطاة g، فابدأ حساباتك من الخطوة الثانية.
   - إذا كانت الكمية mol فابدأ حساباتك بالخطوة رقم 3.
3. تعتمد نهاية الحسابات على الوحدة المراد استخدامها للمادة المطلوب معرفة كميتها.
   - فإذا كان المطلوب بالمولات فتوقف بعد الخطوة رقم 3.
   - وإذا كان المطلوب بالجرامات فتوقف بعد إكمال الخطوة رقم 4.

تطبيق الاستراتيجية

طبق استراتيجية حل المسائل على الأمثلة 10-5 ، 11-5 ، 12-5 .



مثال 10-5

حسابات تحويل مول إلى مول إحدى سلبيات احتراق غاز البروبان C_3H_8 هو إنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2، مما يزيد من تركيزه في الغلاف الجوي. ما عدد مولات CO_2 التي تنتج من احتراق 10 mol من C_3H_8 في كمية وافرة من الأكسجين في شواية الغاز؟

1 تحليل المسألة

أنت تعرف عدد مولات المواد المتفاعلة C_3H_8، والمطلوب إيجاد عدد مولات المواد الناتجة CO_2. لذا اكتب معادلة التفاعل الموزونة أولاً، ثم حول مولات البروبان إلى مولات ثاني أكسيد الكربون باستعمال النسبة المولية المناسبة.

المعطيات	المطلوب
مولات C_3H_8 = 10 mol	مولات CO_2 = ؟

2 حساب المطلوب

اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لاحتراق البروبان.

استخدم النسبة المولية الصحيحة لتحويل مولات المادة المعلومة C_3H_8 إلى مولات المادة المجهولة CO_2.

10.0 mol ? mol

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

$$\text{النسبة المولية} = \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{\text{mol}\ C_3H_8}$$

$$10.0\ \text{mol}\ C_3H_8 \times \frac{3\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_3H_8} = 30.0\ \text{mol}\ CO_2$$

لذا يُنتج احتراق 10 mol من غاز البروبان 30 mol من غاز CO_2.

3 تقويم الإجابة

توضح المعادلة الكيميائية أن 1 mol من C_3H_8 أنتج 3 mol من CO_2، إذن تنتج 10 mol من 3 C_3H_8، 30 mol من CO_2.

مسائل تدريبية

57. يتفاعل غاز الميثان مع الكبريت منتجًا ثاني كبريتيد الكربون CS_2، وهو سائل يستعمل غالبًا في صناعة السلوفان.

$$__CH_{4(g)} + __S_{8(s)} \rightarrow __CS_{2(l)} + __H_2S_{(g)}$$

a. زن المعادلة.

b. احسب عدد مولات CS_2 الناتجة من تفاعل 1.5 mol من S_8.

c. ما عدد مولات H_2S الناتجة؟

58. تحدّ يتكون حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين والماء.

a. زن المعادلة.

b. ما عدد مولات H_2SO_4 الناتجة عن تفاعل 12.5 mol من SO_2؟

c. ما عدد مولات O_2 المطلوبة؟

مثال 11-5

حسابات تحويل مول إلى كتلة احسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl المعروف بملح الطعام، الناتجة عن تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl_2 عند تفاعله بشدة مع الصوديوم.

1 تحليل المسألة

أعطيت مولات المادة المتفاعلة الكلور Cl_2، وطُلب إليك تحديد كتلة المادة الناتجة NaCl، وتحويل عدد مولات الكلور Cl_2 إلى عدد مولات NaCl باستخدام النسبة المولية، ثم تحويل عدد مولات NaCl إلى جرامات NaCl باستخدام الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل.

المعطيات	المطلوب
عدد مولات الكلور = 1.25 mol	كتلة(m) كلوريد الصوديوم (g) = ؟

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة التفاعل الموزونة وحدد القيم المعروفة وغير المعروفة.

$$\overset{1.25\ mol}{2Na_{(s)}} + Cl_{2(g)} \rightarrow \overset{?\ g}{2NaCl_{(s)}}$$

النسبة المولية : $\frac{2\ mol\ NaCl}{1\ mol\ Cl_2}$

اضرب عدد مولات Cl_2 في النسبة المولية لحساب عدد مولات NaCl

$$1.25\ \cancel{mol\ Cl_2} \times \frac{2\ mol\ NaCl}{1\ \cancel{mol\ Cl_2}} = 2.50\ mol\ NaCl$$

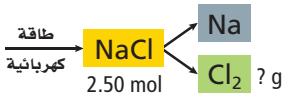
استخدم الكتلة المولية (MM) لـ NaCl لحساب كتلة NaCl بالجرام (g)

$$2.50\ \cancel{mol\ NaCl} \times \frac{58.44\ g\ NaCl}{1\ \cancel{mol\ NaCl}} = 146\ g\ NaCl$$

3 تقويم الإجابة

للتأكد من صحة كتلة NaCl المحسوبة، اعكس الحسابات واقسم كتلة NaCl على الكتلة المولية لـ NaCl، ثم قسم الناتج على 2 فتحصل على عدد مولات Cl_2 المعطاة في السؤال.

مسائل تدريبية



59. يتفكك كلوريد الصوديوم إلى عناصره الأساسية الكلور والصوديوم بتمرير تيار كهربائي في محلوله. فما كمية غاز الكلور، بالجرامات، التي نحصل عليها من العملية الموضحة؟

60. **تحدّ**، يستخدم معدن التيتانيوم –وهو فلز انتقالي– في الكثير من السبائك، لقوته العالية وخفة وزنه. ويستخلص رابع كلوريد التيتانيوم $TiCl_4$ من ثاني أكسيد التيتانيوم TiO_2 باستخدام الكلور وفحم الكوك (كربون) وفقًا للمعادلة الآتية:

$$TiO_{2(s)} + C_{(s)} + 2Cl_{2(g)} \rightarrow TiCl_{4(s)} + CO_{2(g)}$$

a. ما كتلة غاز Cl_2 المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2؟

b. ما كتلة C المطلوبة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2؟

c. ما كتلة المواد الناتجة جميعها من تفاعل 1.25 mol من TiO_2 ؟

مثال 12-5

حسابات تحويل كتلة (m) إلى كتلة (m) عندما تتحلل نترات الأمونيوم NH_4NO_3، أحد أهم الأسمدة، ينتج غاز أكسيد ثنائي النيتروجين والماء. حدد كتلة H_2O الناتجة عن تحلل 25.0 g من نترات الأمونيوم الصلبة NH_4NO_3.

1 تحليل المسألة

أعطيت وصفًا للتفاعل الكيميائي وكتلة المواد المتفاعلة، وعليك الآن كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة وتحويل الكتلة المعطاة للمواد المتفاعلة إلى مولات، ثم استخدام النسب المولية لإيجاد عدد مولات المواد الناتجة. وأخيرًا استخدم الكتلة المولية لتحويل عدد مولات المواد الناتجة إلى كتلة بالجرامات.

المعطيات	المطلوب
كتلة نترات الأمونيوم NH_4NO_3 = 25.0 g	كتلة الماء H_2O = ؟؟

2 حساب المطلوب

اكتب المعادلة الموزونة وحدد قيم المواد المعروفة والمواد المطلوبة.

25.0 g ؟ g

$$NH_4NO_{3(s)} \rightarrow N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

أحسب عدد مولات NH_4NO_3 بالضرب في مقلوب الكتلة المولية

$$25.0\ \text{g}\ \cancel{NH_4NO_3} \times \frac{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3}{80.04\ \text{g}\ \cancel{NH_4NO_3}} = 0.312\ \text{mol}\ NH_4NO_3$$

أحسب عدد مولات الماء بضرب عدد مولات نترات الأمونيوم في النسبة المولية.

النسبة المولية : $\frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3}$

$$0.312\ \cancel{\text{mol}\ NH_4NO_3} \times \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}\ NH_4NO_3}} = 0.624\ \text{mol}\ H_2O$$

أحسب عدد جرامات H_2O بالضرب في الكتلة المولية.

$$0.624\ \cancel{\text{mol}\ H_2O} \times \frac{18.02\ \text{g}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}\ H_2O}} = 11.2\ \text{g}\ H_2O$$

3 تقويم الإجابة

لمعرفة ما إذا كانت كتلة الماء المحسوبة صحيحة أم لا، قم بإجراء الحسابات بطريقة معكوسة.

مسائل تدريبية

61. إحدى التفاعلات المستعملة في نفخ وسادة السلامة الهوائية الموجودة في مقود السيارة هي تفكك أزيد الصوديوم NaN_3 وفقًا للمعادلة الآتية:

$$2NaN_{3(s)} \rightarrow 2Na_{(s)} + 3N_{2(g)}$$

احسب كتلة N_2 الناتجة عن تحلل NaN_3، كما يظهر في الرسم المجاور.

62. **تحدّ** عند تشكل المطر الحمضي يتفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين والماء في الهواء ليشكل حمض الكبريتيك H_2SO_4. اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل. وإذا تفاعل 2.5 g من SO_2 مع الأكسجين والماء، فاحسب كتلة H_2SO_4 الناتجة بالجرامات؟

المختبر الصغير

تطبيقات على الحسابات الكيميائية

ما كمية كربونات الصوديوم Na_2CO_3 الناتجة عن تحلل مسحوق الخبز؟ يستخدم مسحوق الخبز كربونات الصوديوم الهيدروجينية، في كثير من وصفات الخبز؛ لأنها تسبب انتفاخ العجينة، مما ينتج عنه مزيج خفيف ورقيق. وسبب ذلك هو تحلل كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ بالحرارة، لتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون وفقًا للمعادلة:

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج السلامة في المختبر.
2. صمم جدولًا تدون فيه البيانات العملية وملاحظاتك.
3. استخدم الميزان لقياس كتلة جفنة نظيفة وجافة، ثم أضف إليها نحو 3g تقريبًا من كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$، وقس الكتلة الكلية للجفنة والكربونات الهيدروجينية، وسجل القياسات في الجدول، ثم احسب كتلة $NaHCO_3$ وحدها.
4. استخدم كتلة $NaHCO_3$ السابقة والمعادلة الكيميائية الموزونة لحساب كتلة $NaHCO_3$ التي ستنتج.
5. جهز منصبًا حلقيًّا مع حلقة ومثلثًا من الصلصال لتسخين الجفنة.
6. سخن الجفنة باستخدام موقد بنسن ببطء في البداية، مدة 8 – 7 دقائق بلهب قوي، وسجل ملاحظاتك في أثناء التسخين.
7. أطفئ الموقد واستخدم ملقطًا فولاذيًّا لرفع الجفنة عن اللهب.

تحذير: لا تلمس الجفنة الساخنة بيديك.

8. دع الجفنة تبرد، ثم قس كتلتها وكتلة Na_2CO_3.

تحليل النتائج

1. **صف** ما لاحظته في أثناء تسخين مسحوق الخبز.
2. **قارن** كتلة Na_2CO_3 التي حسبتها بالكتلة الفعلية التي حصلت عليها من التجربة.
3. **افترض** أن كتلة Na_2CO_3 التي حسبتها في الخطوة رقم 4 هي الكتلة الصحيحة للمواد الناتجة؛ واحسب نسبة الخطأ والنسبة المئوية.
4. **حدد** مصادر الخطأ المحتملة في الإجراءات التي أدت إلى خطأ الحساب في السؤال رقم 3.

الكيمياء الخضراء

قضايا بيئية

قم بإنجاز بحث عن كيفية إزالة الملوث SO_2 من الهواء عن طريق تفاعله مع كربونات الكالسيوم والأكسجين، وحدّد الكمية التقريبية لكربونات الكالسيوم اللازمة لإزالة الملوّث المنبعث من مصنع بتروكيمياويات.

تقويم الدرس 5-3

الخلاصة

- **تُفسر** المعادلة الكيميائية الموزونة على أساس المولات والكتلة والجسيمات الممثلة (ذرات، جزيئات، وحدات صيغ كيميائية).
- **تطبق** قانون بقاء الكتلة على التفاعلات الكيميائية جميعها.
- **تشتق** النسب المولية من معاملات المعادلة الكيميائية الموزونة. وترمز كل نسبة مولية إلى نسبة عدد مولات إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة، وإلى عدد مولات أي مادة أخرى متفاعلة أو ناتجة في التفاعل الكيميائي.
- **تستعمل** الحسابات الكيميائية لحساب كمية المواد المتفاعلة والناتجة عن تفاعل معين.
- **تعد** كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة الخطوة الأولى في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
- **تستعمل** النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة في الحسابات الكيميائية.
- **تستعمل** النسب المولية في مسائل الحسابات الكيميائية للتحويل بين الكتلة وعدد المولات.

63. **الفكرة الرئيسة** **قارن** بين كتل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي، ووضح العلاقة بين هذه الكتل.

64. **حدّد** عدد النسب المولية التي يمكن كتابتها لتفاعل كيميائي يتكون من ثلاث مواد.

65. **صنّف** طرائق تفسير المعادلة الكيميائية الموزونة.

66. **طبق** الشكل العام للتفاعل الكيميائي هو:

$$xA + yB \rightarrow zAB$$

بحيث يمثل A وB عنصرين، وتمثل x وy وz المعاملات . حدد النسب المولية لهذا التفاعل.

67. **طبق** يتفكك فوق أكسيد الهيدروجين لينتج الماء والأكسجين. اكتب معادلة كيميائية موزونة لهذا التفاعل، ثم حدد نسبه المولية.

68. **نمذج** اكتب النسب المولية لتفاعل غاز الهيدروجين وغاز الأكسجين.

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.

ارسم 6 جزيئات هيدروجين تتفاعل مع العدد المناسب من جزيئات الأكسجين، ثم وضح عدد جزيئات الماء المتكوّنة.

69. **فسر** لماذا يجب استعمال المعادلة الكيميائية الموزونة في حل مسائل الحسابات الكيميائية.

70. **اذكر** الخطوات الأربع المستعملة في حل مسائل الحسابات الكيميائية.

71. **وضح** كيفية التعبير عن النسب المولية بصورة صحيحة لاستخدامها في حل مسائل الحسابات الكيميائية.

72. **طبّق**. كيف يمكن حساب كتلة البروم السائل الضرورية للتفاعل كليًّا مع كتلة معروفة من الماغنيسيوم.

73. **احسب** كتلة الأمونيا الناتجة عن تفاعل 2.70 g من الهيدروجين مع كمية وافرة من النيتروجين حسب المعادلة الآتية:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

74. **صمم** خريطة مفاهيم للتفاعل الآتي:

$$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$$

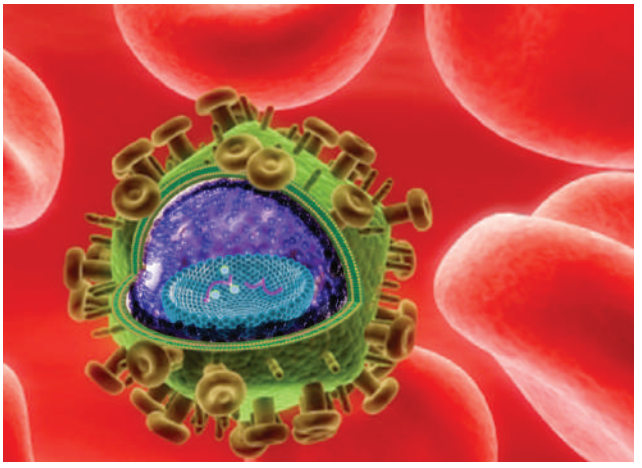
يجب أن تفسر خريطة المفاهيم كيفية تحديد كتلة $CaCl_2$ الناتجة عن تفاعل كمية معلومة من HCl.

محاربة السلالات المقاومة

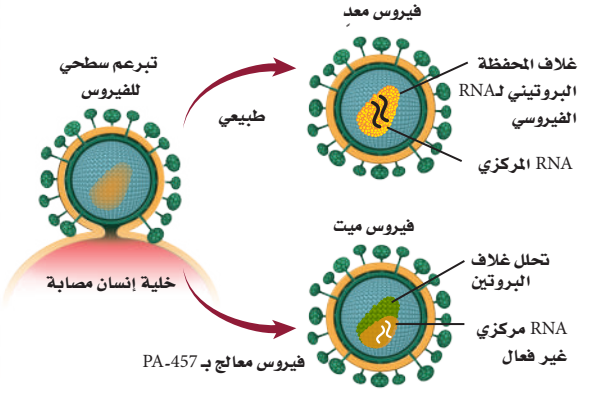
لقد تبين أن فيروس نقص المناعة عند الإنسان [HIV] الذي يسبب مرض الإيدز، هو من ألد أعداء الطب الحديث ولم يتم التوصل إلى علاجه حتى الآن. ويعود ذلك إلى قدرة هذا الفيروس الفائقة على التكيف؛ إذ تظهر السلالات المقاومة للأدوية من هذا الفيروس بسرعة؛ بحيث تصبح الأدوية الحديثة والمتطورة جميعها دون جدوى. وتُجرى بعض الأبحاث الآن باستخدام قدرة هذا الفيروس على التكيف لاتخاذ ذلك طريقة لمكافحته.

اختيار المقاومة إن PA – 457 علاج واعد ضد فيروس [HIV]، وهو عبارة عن حمض البتيولينيك المركب العضوي المستخرج من بعض النباتات، ومنها لحاء شجر السدر. ولمعرفة ما يفعله PA – 457 لـ[HIV]، وهو ما يسمى آلية عمل الدواء، خطا العلماء خطوة غريبة؛ إذ شجعوا عينات من [HIV] على تطوير مقاومة لهذا الدواء PA– 457.

وقد أخضع الباحثون عينات من [HIV] إلى جرعات قليلة من PA–457، مما يسمح ببقاء بعض الفيروسات حية وتطور مقاومة. ثم تُجمع الفيروسات التي بقيت حية بعد تعرضها لـ PA – 45، ويُفحص تسلسل جيناتها. وقد وجد أن هذه الجينات مسؤولة عن قدرة الفيروسات على بناء ما يُسمى غلاف المناعة كما في **الشكل 1**.



الشكل 1 يشكل الغلاف طبقة حماية حول المادة الجينية لفيروس HIV العادي.



الشكل 2 عندما يتعرض HIV لـ PA – 457 يفقد هذا الغلاف شكله وينهار، مما يؤدي إلى موت الفيروس.

هجوم مفاجئ يعد هذا الاكتشاف مفاجأة؛ لأنه عكس معظم الأدوية، حيث إن PA – 457 يهاجم بناء [HIV] بدلاً من الإنزيمات التي تساعد HIV على إعادة الإنتاج، كما في **الشكل 2**، مما يجعل PA – 457 واحدًا من أوائل سلسلة الأدوية الجديدة لـHIV المعروفة بمعيقات النضج. إنه العلاج الذي يستطيع منع الفيروس من النضج خلال المراحل الأخيرة من تطوره.

تقليل سرعة التطور والأمل المعقود على هذا الدواء، وغيره من معيقات النضج، أن يهاجم بناء [HIV] ويجعل مقاومته بطيئة التطور. وتوصف معيقات النضج مع أدوية أخرى للإيدز التي تهاجم [HIV] في مراحله المختلفة خلال دورته. وتدعى هذه التجربة علاجًا متعدد الأدوية، ومن شأنها منع HIV من تطوير مقاومة؛ لأن أي فيروس حي بحاجة إلى مناعة متعددة، على ألا تقل عن واحدة لكل دواء، ضد HIV . وهو غير محتمل الحدوث في الوقت نفسه.

الكتابة في الكيمياء **ابحث** كيف يحدد العلماء مستوى الجرعة الآمن لأي دواء؟ ناقش كيف يجب أن تكون فاعلية الدواء متوازنة مع درجة السُميّة والأعراض الجانبية؟ وللمزيد من المعلومات الإضافية حول كيفية تحديد الجرعة الدوائية .

مختبر الكيمياء

تحديد النسبة المولية

الخلفية : يتفاعل الحديد مع كبريتات النحاس II $CuSO_4$. ويمكنك حساب النسبة المولية عمليًّا بقياس كتلة الحديد التي تفاعلت وكتلة فلز النحاس التي تكونت.

سؤال: كيف تُقارن بين النسبة المولية العملية والنسبة المولية النظرية؟

المواد اللازمة

كبريتات النحاس II المائية	سخان كهربائي.
$CuSO_4 . 5H_2O$	ملقط لحمل الدوارق
برادة حديد	ميزان
ماء مقطر	ساق تحريك
كأس 150 ml	كأس 400 ml
مخبار مدرج 100 ml	أوراق وزن

احتياطات السلامة

تحذير: يسبب السخان الكهربائي الحروق، لذا أغلق مصدر الكهرباء إذا كنت لا تستعمله.

خطوات العمل

1. اقرأ نموذج إجراءات السلامة في المختبر وأكمله.
2. قس كتلة دورق 150 ml نظيف وجاف، وسجل جميع القياسات في جدول البيانات.
3. ضع 12 g من $CuSO_4 . 5H_2O$ في الدورق.
4. أضف 50 ml من الماء المقطر إلى $CuSO_4 .5H_2O$ في الدورق، وضع الدورق على السخان، ثم حرك المزيج حتى يذوب (لا تدع المزيج يصل إلى درجة الغليان)، ثم ارفع الدورق عن السخان باستخدام الملقط.
5. زن 2 g من برادة الحديد باستخدام ورق الوزن.
6. أضف البرادة ببطء إلى كبريتات النحاس II الساخنة في أثناء التحريك.
7. اترك المزيج مدة خمس دقائق.
8. استخدم ساق التحريك لصب السائل في كأس سعتها 400ml، وتأكد من صب السائل فقط، ودع فلز النحاس الصلب جانبًا.
9. أضف 15ml من الماء المقطر إلى فلز النحاس الصلب، وحرك الكأس لغسل النحاس وصب السائل في الكأس 400ml .
10. كرر الخطوة 9 مرتين.
11. ضع الدورق الذي يحتوي على النحاس الرطب فوق السخان، واستخدم حرارة منخفضة لتجفيف النحاس.

12. ارفع الكأس عن السخان، بعد تجفيف النحاس باستخدام الملقط واتركه حتى يبرد.
13. قس كتلة الكأس والنحاس.
14. **التنظيف والتخلص** ضع النحاس الجاف في وعاء النفايات واغسل ما علق بالكأس وجففها بمنشفة ورقية، ثم صب محلول كبريتات النحاس II، ومحلول كبريتات الحديد، غير المتفاعلة، في كأس كبيرة، وأعد جميع أجهزة المختبر إلى أماكنها الخاصة بها.

حلّل و استنتج

1. **طبق** اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل، ثم احسب كتلة النحاس التي يجب أن تتكون من كمية الحديد المستخدمة فتكون هذه الكتلة هي الناتج النظري.
2. **فسر** المعلومات حدد الكتلة، وعدد مولات النحاس المتكونة باستخدام بياناتك، واحسب عدد مولات الحديد المستعملة، وحدد العدد الصحيح للنسبة المولية للحديد والنحاس، ثم حدد الناتج المئوي.
3. **قارن** بين النسبة المولية النظرية والنسبة المولية التي قمت بحسابها عمليًّا في الخطوة 2 (للنحاس : الحديد).
4. **تحليل الأخطاء** حدد مصادر الخطأ التي تجعل النسبة المولية المعطاة في المعادلة الكيميائية الموزونة أكبر من الواقع.

الفصل 5 ملخص الدراسة

الفكرة العامة تؤكد العلاقات بين كتل المواد في التفاعلات الكيميائية صحة قانون بقاء الكتلة .

5-1 مولات المركبات

الفكرة الرئيسة يمكن حساب الكتلة المولية للمركب من خلال صيغته الكيميائية، كما يمكن استعمال الكتلة المولية للتحويل ما بين الكتلة والمولات.

المفاهيم الرئيسة

- تتعرف علاقات المول الموضحة في الصيغ الكيميائية.
- تحسب الكتلة المولية لمركب.
- تطبق معاملات التحويل لتحديد عدد الذرات أو الأيونات في كتلة معروفة من مركب.

5-2 الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية

الفكرة الرئيسة الصيغة الجزيئية لمركب ما هي ناتج ضرب صيغته الأولية في عدد صحيح، وتضم أعدادًا صحيحة فقط.

المفاهيم الرئيسة

- تفسر ما المقصود بالنسبة المئوية لمكونات المركب.
- تحدد الصيغتين الأولية والجزيئية للمركب من خلال التركيب النسبي المئوي والكتل الحقيقية.
- النسبة المئوية للمكونات لمركب ثابتة مهما كانت كتلة العينة.

المفردات

- النسبة المئوية للمكونات
- قانون النسب الثابتة
- الصيغة الأولية
- الصيغة الجزيئية

5-3 حسابات المعادلات الكيميائية

الفكرة الرئيسة تتطلب مسائل الحسابات الكيميائية كتابة معادلة موزونة، وتحدد كمية كل مادة متفاعلة موجودة عند بداية التفاعل الكيميائي كمية المواد الناتجة.

المفاهيم الرئيسة

- تُفَسر المعادلة الكيميائية الموزونة على أساس المولات والكتلة والجسيمات الممثلة (ذرات، جزيئات، أشكال).
- تطبق قانون بقاء الكتلة على التفاعلات الكيميائية.
- تشتق النسب المولية من معاملات المعادلة الكيميائية الموزونة. ترمز كل نسبة مولية إلى نسبة عدد مولات إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة لعدد مولات مادة أخرى متفاعلة أو ناتجة في التفاعل الكيميائي.
- تستخدم الحسابات الكيميائية لحساب كمية المواد المتفاعلة والناتجة عن تفاعل معين.
- تعد كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة الخطوة الأولى في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
- تستخدم النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة في الحسابات الكيميائية.
- تستخدم النسب المولية في مسائل الحسابات الكيميائية للتحويل بين الكتلة وعدد المولات.

المفردات

- الحسابات الكيميائية
- النسبة المولية

5-1 إتقان المفاهيم

75. ما المعلومات التي يمكنك الحصول عليها من صيغة كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4؟

76. ما عدد مولات كل من الصوديوم، والفوسفور، والأكسجين في صيغة فوسفات الصوديوم Na_3PO_4؟

77. لماذا يمكن استعمال الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل؟

78. اكتب ثلاث معاملات تحويل تستعمل في التحويلات المولية.

79. أي المركبات الآتية يحتوي على العدد الأكبر من مولات الكربون لكل مول من المركب: حمض الأسكوربيك $C_6H_8O_6$، أم الجلسرين $C_3H_8O_3$، أم الفانيلين $C_8H_8O_3$؟ فسِّر إجابتك.

إتقان حل المسائل

80. كم مولًا من الأكسجين في كل مركب مما يأتي:

a. $2.5\ mol\ KMnO_4$

b. $45.9\ mol\ CO_2$

c. $1.25 \times 10^{-2}\ mol\ CuSO_4 \cdot 5H_2O$

81. كم جزيء CCl_4، وكم ذرة C، وكم ذرة Cl، في 3 mol من CCl_4؟ وما عدد الذرات الكلي؟

82. احسب الكتلة المولية لكل مركب مما يأتي:

a. حمض النيتريك HNO_3

b. أكسيد الخارصين ZnO

83. ما عدد مولات CH_3OH في 100g من CH_3OH؟

84. ما كتلة $1.25 \times 10^2\ mol$ من $Ca(OH)_2$؟

85. **الحفر على الزجاج** يستعمل حمض الهيدروفلوريك HF للحفر على الزجاج. ما كتلة 4.95×10^{25} جزيء من HF؟

86. احسب عدد الجزيئات في 47.0g من C_2H_5OH.

87. كم مولاً من الحديد يمكن استخراجه من 100.0kg من Fe_3O_4؟

88. **الطبخ:** يحتوي الخل المستعمل في الطبخ على 5٪ من حمض الخليك CH_3COOH. فكم جزيئًا من الحمض يوجد في 25.0g من الخل؟

89. احسب عدد ذرات الأكسجين في 25.0g من ثاني أكسيد الكربون.

5-2 إتقان المفاهيم

90. ما المقصود بالنسبة المئوية لمكونات المركب؟

91. ما المعلومات التي يجب أن يحصل عليها الكيميائي لتحديد الصيغة الأولية لمركب مجهول؟

92. ما المعلومات التي يجب توافرها للكيميائي ليحدد الصيغة الجزيئية لمركب؟

93. ما الفرق بين الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية؟ أعط أمثلة على ذلك.

94. متى تكون الصيغة الأولية هي الصيغة الجزيئية نفسها؟

95. هل كل العينات النقيّة لمركب معين لها نفس النسب المئوية بالكتلة؟ فسر إجابتك.

إتقان حل المسائل

96. الحديد يوجد ثلاثة مركبات طبيعية للحديد هي: البايريت FeS_2، والهيماتيت Fe_2O_3، والسيديرايت $FeCO_3$. أيها يحتوي على أعلى نسبة من الحديد؟

97. احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في المركبين الآتيين:

a. السكروز $C_{12}H_{22}O_{11}$

b. الماجنتيت Fe_3O_4

98. حدد الصيغة الأولية لكل مركب مما يأتي:

a. الإيثلين C_2H_4

b. حمض الأسكوربيك $C_6H_8O_6$

c. النفثالين $C_{10}H_8$

99. لكل من المركبات في **الجدول 2-5**، حدِّد نسب العناصر المكونة لها، ما إذا كانت : (1:1)، (2:2)، (1:2)،(2:1)، (1:3)، أو (3:1).

المركب	جدول 2-5 النسب العددية البسيطة والصحيحة بين عناصره
NaCl	
CuO	
H_2O	
H_2O_2	

100. تحتوي عينة كتلتها 25.30 g من مركب مجهول على 0.80 g أكسجين. فما النسبة المئوية بالكتلة للأكسجين في المركب؟

101. يتحد الماغنيسيوم Mg مع الأكسجين O لتكوين أكسيد الماغنيسيوم MgO. إذا تفاعل 10.578 g ماغنيسيوم تمامًا مع 6.96 g أكسجين، فما النسبة المئوية بالكتلة للأكسجين في أكسيد الماغنيسيوم؟

102. عند تسخين أكسيد الزئبق HgO، يتحلل إلى زئبق Hg وغاز الأكسجين O_2. إذا تحلل 28.4 g من أكسيد الزئبق ونتج 2.00 g أكسجين. فما النسبة المئوية بالكتلة للزئبق في أكسيد الزئبق؟

103. عينة كتلتها 100.0 g من مركب مجهول تحتوي على 64.00 g من الكلور Cl. فما النسبة المئوية بالكتلة للكلور في المركب؟

104. أكمل الجدول الآتي:

جدول 3-5 العناصر في المركبات				
المركب	كتلة المركب (g)	كتلة الأكسجين (g)	النسبة المئوية بالكتلة للأكسجين	كتلة العنصر الثاني في المركب(g)
CuO	80.0	16		
H_2O	18.0	16		
H_2O_2	34.0	32		
CO	28.0	16		
CO_2	44.0	32		

105. ما الصيغة الأولية للمركب الذي يحتوي على 10.52g Ni، و4.38g C، و5.10g N؟

5-3 إتقان المفاهيم

106. لماذا يجب أن تكون المعادلة الكيميائية موزونة قبل أن تحدد النسب المولية؟

107. ما العلاقات التي تستطيع أن تحددها من المعادلة الكيميائية الموزونة؟

108. فسر لماذا تُعد النسب المولية أساس الحسابات الكيميائية؟

109. ما النسب المولية التي يمكن استخدامها لتحويل مولات المادة A إلى مولات المادة B؟

110. لماذا تستخدم المعاملات في النسب المولية بدلاً من الأرقام السفلية المصغرة الموجودة عن يمين الصيغة الكيميائية؟

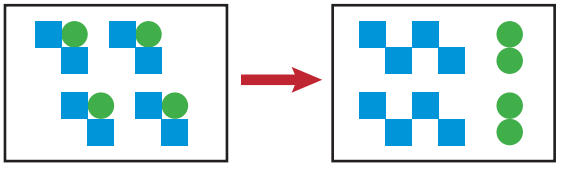
111. فسر كيف (يساعدك) قانون بقاء الكتلة على تفسير معادلة كيميائية موزونة بالكتلة؟

112. تتحلل دايكرومات الأمونيوم عند التسخين وتنتج غاز النيتروجين وأكسيد الكروم III الصلب وبخار الماء.

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

اكتب النسب المولية لهذا التفاعل التي تربط دايكرومات الأمونيوم بالمواد الناتجة.

113. يمثل الشكل 10-5 معادلة، وتمثل المربعات العنصر M، كما تمثل الدوائر العنصر N. اكتب معادلة موزونة لتمثيل الصور الموضحة باستخدام أصغر نسبة لعدد صحيح، ثم اكتب النسب المولية لهذه المعادلة.



الشكل 10-5

114. ما الخطوة الأولى في جميع الحسابات الكيميائية؟

115. ما المعلومات التي تقدمها المعادلة الموزونة؟

116. ما القانون الذي ترتكز عليه الحسابات الكيميائية، وكيف تدعمه؟

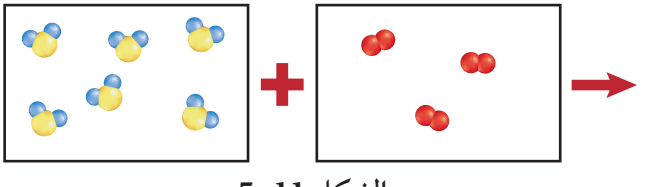
117. كيف تستخدم النسب المولية الحسابات الكيميائية؟

118. ما المعلومات التي يجب أن تتوافر لك لتحسب كتلة المادة الناتجة عن التفاعل الكيميائي؟

119. يمثل كل صندوق في الشكل 11-5 محتويات دورق. يحتوي أحدهما على كبريتيد الهيدروجين، ويحتوي الآخر على الأكسجين، وعند مزجهما يحدث تفاعل وينتج بخار ماء وكبريت. تمثل الدوائر الحمراء في الشكل الأكسجين، في حين تمثل الدوائر الصفراء الكبريت، أما الدوائر الزرقاء فتمثل الهيدروجين.

a. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل.

b. مستخدمًا نفس الألوان نفسها، أعد رسم الورق بعد حدوث التفاعل.



الشكل 11-5

إتقان حل المسائل

120. فسر المعادلة الآتية من حيث الجسيمات الممثلة وعدد المولات والكتلة. $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$

121. **الاستخلاص** تسمى عملية تسخين أكسيد القصدير IVمع الكربون استخلاص العنصر، حيث يتم فصل عنصر القصدير. $SnO_{2(s)} + 2C_{(s)} \rightarrow Sn_{(l)} + 2CO_{(g)}$ فسر المعادلة الكيميائية من حيث الجسيمات الممثلة وعدد المولات والكتلة.

122. تتكون نترات النحاس II وثاني أكسيد النيتروجين والماء عندما يضاف النحاس الصلب إلى حمض النتريك. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة، ثم اكتب ست نسب مولية للتفاعل.

123. عندما يتفاعل محلول حمض الهيدروكلوريك مع محلول نترات الرصاص II، يترسب كلوريد الرصاص II وينتج محلول حمض النيتريك.

a. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل.

b. فسّر المعادلة من حيث الجسيمات الممثلة وعدد المولات والكتلة.

124. عندما يُخلط الألومنيوم مع أكسيد الحديد III، ينتج فلز الحديد وأكسيد الألومنيوم، مع كمية كبيرة من الحرارة. فما النسبة المولية المستخدمة لتحديد عدد مولات الحديد إذا كان عدد مولات Fe_2O_3 معروفة؟

$Fe_2O_{3(s)} + 2Al_{(s)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + Al_2O_{3(s)} + heat$

125. يُسمى ثاني أكسيد السيليكون الصلب السليكا، وهو يتفاعل مع محلول حمض الهيدروفلوريك HF لينتج غاز رباعي فلوريد السيليكون و الماء.

a. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل.

b. عـدّد ثلاث نسب مولية، وبـيّن كيف تستخدمها في الحسابات الكيميائية.

126. الكروم أهم خام تجاري للكروم هو الكروميت $FeCr_2O_4$. ومن الخطوات المستخدمة في استخراج الكروم من خامه تفاعل الكروميت مع الفحم (الكربون) لإنتاج الفيروكروم $FeCr_2$.

$$FeCr_2O_{4(s)} + 2C_{(s)} \rightarrow FeCr_{2(s)} + 2CO_{2(g)}$$

ما النسبة المولية المستخدمة في تحويل مولات الكروميت إلى مولات الفيروكروم؟

127. تلوث الهواء تتم إزالة الملوث SO_2 من الهواء عن طريق تفاعله مع كربونات الكالسيوم والأكسجين، والمواد الناتجة من هذا التفاعل هي كبريتات الكالسيوم وثاني أكسيد الكربون. حدد النسبة المولية التي تستخدم في تحويل مولات SO_2 إلى مولات $CaSO_4$.

128. تتفاعل المادتان W و X لتنتجا Y و Z. والجدول 4-5 يوضح عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة التي تم الحصول عليها عند التفاعل. استخدم البيانات لتحدد معاملات العناصر التي تعطي معادلة موزونة.

$$W + X \rightarrow Y + Z$$

الجدول 4-5 بيانات التفاعل

عدد مولات المواد المتفاعلة		عدد مولات المواد الناتجة	
W	X	Y	Z
0.90	0.30	0.60	1.20

129. مضاد الحموضة يُعد هيدروكسيد الماغنيسيوم أحد مكونات أقراص مضاد الحموضة. إذ تتفاعل مضادات الحموضة مع حمض الهيدروكلوريك الفائض في المعدة للمساعدة على عملية الهضم.

$$Mg(OH)_2 + __ HCl \rightarrow __ MgCl_2 + __ H_2O __$$

a. زن معادلة التفاعل بين هيدروكسيد الماغنيسيوم وحمض الهيدروكلوريك.

b. اكتب النسب المولية التي تستخدم في تحديد عدد مولات $MgCl_2$ الناتجة عن هذا التفاعل.

130. يمكن تحضير الإيثانول C_2H_5OH ويعرف بكحول الحبوب من تخمر السكر. والمعادلة الكيميائية غير الموزونة للتفاعل هي:

$$___ C_6H_{12}O_6 \rightarrow ___ C_2H_5OH + ___ CO_2$$

زن المعادلة الكيميائية، وحدد كتلة C_2H_5OH التي تتكون من 750g من السكر $C_6H_{12}O_6$.

131. اللحام إذا تفاعلت 5.50 mol من كربيد الكالسيوم مع كمية فائضة من الماء، فما عدد مولات غاز الأسيتلين (غاز يستخدم في اللحام) الناتج؟

$$CaC_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)} + C_2H_{2(g)}$$

132. مضاد الحموضة عندما يذوب قرص مضاد للحموضة في الماء يصدر أزيزًا بسبب التفاعل بين كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ وحمض الستريك $H_3C_6H_5O_7$ حسب المعادلات الآتية:

$$3\,NaHCO_{3(aq)} + H_3C_6H_5O_{7(aq)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 3H_2O_{(l)} + Na_3C_6H_5O_{7(aq)}$$

ما عدد مولات $Na_3C_6H_5O_7$ الناتجة عند إذابة قرص واحد يحتوي على 0.0119 mol من $NaHCO_3$ ؟

133. الأسترة تعرف العملية التي يتفاعل خلالها حمض عضوي مع الكحول لينتج أستر وماء بالأسترة. يتكون مركب إيثل بيوتانوات $C_3H_7COOC_2H_5$ ، وهو أستر، عندما يسخن كحول الإيثانول C_2H_5OH وحمض البيوتانويك C_3H_7COOH في وجود حمض الكبريتيك حسب المعادلة الآتية:

$$C_2H_5OH_{(l)} + C_3H_7COOH_{(l)} \rightarrow C_3H_7COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$$

حدد كتلة إيثل بيوتانوات التي نتجت عن استعمال 4.50 g من الإيثانول؟

134. غاز الدفيئة يُعد غاز ثاني أكسيد الكربون غاز دفيئة مرتبطًا مع ارتفاع درجات حرارة الغلاف الجوي للأرض. إذْ يُطلق الغاز إلى الهواء من خلال احتراق الأوكتان في الجازولين. اكتب المعادلة الموزونة لعملية احتراق الأوكتان، ثم احسب كتلة الأوكتان المطلوبة لإطلاق 5.00 mol من CO_2.

135. يتفاعل محلول كرومات البوتاسيوم مع محلول نترات الرصاص(II) لإنتاج راسب أصفر من كرومات الرصاص(II) ومحلول نترات البوتاسيوم.

a. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل.

b. حدد كتلة كرومات الرصاص(II) المتكونة من تفاعل 0.250 mol من كرومات البوتاسيوم.

136. وقود الصاروخ يستخدم التفاعل المولد للطاقة الحرارية بين سائل الهيدرازين N_2H_4 وسائل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وقودًا للصواريخ. والمواد الناتجة عن هذا التفاعل هي غاز النيتروجين والماء.

a. اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل.

b. ما مقدار الهيدرازين، بالجرام، المطلوب لإنتاج 10.0 mol من غاز النتروجين؟

137. الكلوروفورم $CHCl_3$ مذيب مهم ينتج عن تفاعل الميثان والكلور.

$$CH_{4(g)} + 3Cl_{2(g)} \rightarrow CHCl_{3(g)} + 3HCl_{(g)}$$

ما مقدار CH_4 بالجرامات اللازم لإنتاج 50,0 g من $CHCl_3$؟

138. إنتاج الأكسجين تستخدم وكالة الفضاء الروسية فوق أكسيد البوتاسيوم KO_2 لإنتاج الأكسجين في البدلات الفضائية. $4KO_2 + 2H_2O + 4CO_2 \rightarrow 4KHCO_3 + 3O_2$

أكمل **الجدول 5-5**.

الجدول 5 -5 بيانات إنتاج الأكسجين

كتلة KO_2	كتلة H_2O	كتلة CO_2	كتلة $KHCO_3$	كتلة O_2
				380g

139. الجازولين عبارة عن مزيج من الجازولين والإيثانول. زن المعادلة الآتية وحدد كتلة CO_2 الناتجة عن احتراق 100.0 g من الإيثانول. $C_2H_5OH_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

140. بطارية السيارة تستخدم بطارية السيارة الرصاص وأكسيد الرصاص IV ومحلول حمض الكبريتيك لإنتاج التيار الكهربائي. والمواد الناتجة عن هذا التفاعل هي محلول كبريتات الرصاص II والماء.

a. اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل.

b. حدد كتلة كبريتات الرصاص II الناتجة عن تفاعل 25.0g رصاص مع أكسيد الرصاص IV الفائض وحمض الكبريتيك.

141. يستخلص الذهب من الخام بوضع محلول سيانيد الصوديوم عليه، بالإضافة إلى وجود الأكسجين والماء.

$$4Au_{(s)} + 8NaCN_{(aq)} + O_{2\,(g)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 4NaAu(CN)_{2(aq)} + 4NaOH_{(aq)}$$

a. حدد كتلة الذهب المستخلص إذا استخدم 25.0 g من سيانيد الصوديوم.

b. إذا كانت كتلة الذهب الخام 150.0 g، فما النسبة المئوية للذهب في الخام؟

142. الأفلام تحتوي أفلام التصوير على بروميد الفضة مذابًا في الجيلاتين. وعند تعرّض هذه الأفلام للضوء يتحلل بعض بروميد الفضة منتجًا حبيبات صغيرة من الفضة. ويتم إزالة بروميد الفضة من الجزء الذي لم يتعرض للضوء بمعالجة الفيلم بثيوكبريتات الصوديوم لإنتاج محلول بثيوكبريتات الفضة والصوديوم

$$AgBr_{(s)} + 2Na_2S_2O_{3(aq)} \rightarrow Na_3Ag(S_2O_3)_{2(aq)} + NaBr_{(aq)}$$

حدد كتلة $Na_3Ag(S_2O_3)_2$ الناتجة عن إزالة 0.275 g من AgBr.

مراجعة عامة

143. يتفاعل كبريتيد الأمونيوم مع نترات النحاس II من خلال تفاعل إحلال مزدوج. ما النسبة المولية المستخدمة لتحديد عدد مولات نترات الأمونيوم NH_4NO_3 المتكونة إذا عُلِمَ عدد مولات كبريتيد النحاس II CuS ؟

144. السماد يُتخذ المركب سيناميد الكالسيوم CaNCN مصدرًا لنيتروجين المحاصيل. وللحصول على هذا المركب، يتفاعل كربيد الكالسيوم مع النيتروجين عند درجة حرارة عالية.

$$CaC_{2\,(s)} + N_{2(g)} \rightarrow CaNCN_{(s)} + C_{(s)}$$

فما كتلة CaNCN الناتجة إذا تفاعلت 7.50 mol CaC_2 مع 5.00 mol N_2؟

145. عند تسخين أكسيد النحاس II مع غاز الهيدروجين ينتج عنصر النحاس والماء. فما كتلة النحاس الناتجة، إذا استخدم 32.0 g من أكسيد النحاس II؟

146. ما القانون الذي يشير إلى أن المركب يتكون من العناصر نفسها متحدة بنسبة كتلية ثابتة؟

147. ما النسبة المئوية بالكتلة للكربون في 44.00 g من ثاني أكسيد الكربون CO_2؟

148. تلوث الهواء يتحول أكسيد النيتروجين الملوث والموجود في الهواء بسرعة إلى ثاني أكسيد النيتروجين عندما يتفاعل مع الأكسجين.

a. اكتب معادلة التفاعل ثم زنها.

b. ما النسبة المولية المستعملة في تحويل مولات أكسيد النيتروجين إلى مولات ثاني أكسيد النيتروجين؟

149. يتحد الفوسفور مع الهيدروجين ليكوّن الفوسفين. وفي هذا التفاعل يتحد 123.9 g من الفوسفور مع كمية وافرة من الهيدروجين لإنتاج 129.9 g فوسفين، وبعد انتهاء التفاعل بقي 310.0 g من الهيدروجين غير متفاعل. ما كتلة الهيدروجين التي استعملت في هذا التفاعل؟ وماذا كانت كتلته قبل التفاعل؟

150. إذا كان لديك 100 جسيم من جسيمات الهيدروجين H، و 100 جسيم من جسيمات الأكسجين O، فما عدد وحدات الماء التي يمكن أن تكوّنها؟ وهل ستستعمل جميع الجسيمات الموجودة من كلا العنصرين؟ إذا كان الجواب لا، فماذا سيبقى؟

مسألة تحدٍّ

151. عند تسخين 9.59g من أكسيد الفانديوم مع الهيدروجين، ينتج الماء وأكسيد فانديوم آخر كتلته 8.76g. وعند تعريض أكسيد الفانديوم الثاني لحرارة إضافية بوجود الهيدروجين تتكون 5.38 g من الفانديوم الصلب.

a. حدد الصيغ الجزيئية المختصرة لكلا الأكسيدين.

b. اكتب المعادلة الموزونة لكل خطوة من خطوات التفاعل.

c. حدد كتلة الهيدروجين الضرورية لإكمال هذا التفاعل.

مراجعة تراكمية

152. اكتب التوزيع الإلكتروني للذرات الآتية:

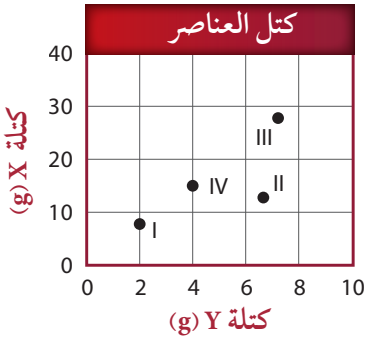
a. الفلور **c.** الألومنيوم

b. التيتانيوم **d.** الرادون

153. اشرح لماذا توجد اللافلزات الغازية في صورة جزيئات ثنائية الذرة، مع أن العناصر الفلزية الأخرى موجودة في صورة ذرة واحدة فقط.

التفكير الناقد

154. تفسير البيانات يحتوي مركب على العنصرين X و Y. حللت أربع عينات (I ,II ,III ,IV) ذات كتل مختلفة، ثم رسمت كميات العنصرين في كل عينة بيانيًّا كما في **الشكل 12-5**.



الشكل 12-5

a. ما العينات المأخوذة من المركب نفسه؟ وكيف عرفت ذلك؟

b. ما نسبة كتلة X إلى كتلة Y تقريبًا في عينات المركّب نفسه؟

c. ما نسبة كتلة X إلى كتلة Y تقريبًا في العينات التي ليست من المركب نفسه ؟

155. عرّف مركبات الرصاص عينة من أحد مركبات الرصاص تحتوي 6.46 g من الرصاص لكل 1.00 g من الأكسجين. وعينة أخرى كتلتها 68.54 g وتحتوي 28.76 g من الأكسجين. هل العينتان متطابقتان (تمثلان نفس المركب)؟ لماذا؟

156. استعمل الجدول أدناه للإجابة عن السؤالين **1** و **2**.

التحليل الكتلي لعينتي من الكلور والفلور				
العينة	كتلة الكلور (g)	كتلة الفلور (g)	Cl %	F %
I	13.022	6.978	65.11	34.89
II	5.753	9.248	؟	؟

1. ما النسبة المئوية لكل من الكلور والفلور في العينة رقم(II)؟

a. 0.6220 و 61.65

b. 61.65 و 38.35

c. 38.35 و 0.6220

d. 38.35 و 61.650

2. هل العينتان لنفس المركب؟ فسر إجابتك

157. ما عدد مولات تيتانيت الكوبلت III Co_2TiO_4 الموجودة في 7.13 g من المركب؟

a. 2.39×10^{1} mol

b. 3.10×10^{-2} mol

c. 3.22×10^{1} mol

d. 4.17×10^{-2} mol

e. 2.28×10^{-2} mol

الكتابة في الكيمياء

تقويم إضافي

158. تلوث الهواء ابحث في ملوثات الهواء الناتجة عن احتراق الجازولين في محرك السيارة، ناقش الملوثّات الشائعة والتفاعل الذي ينتجها. موضحًا باستخدام الحسابات الكيميائية، كيف يمكن تخفيف نسبة كل ملوث إذا ازداد عدد الأشخاص الذين يستخدمون النقل الجماعي؟

اختبار مقنن

أسئلة الاختيار من متعدد

1. تعتمد الحسابات الكيميائية على:

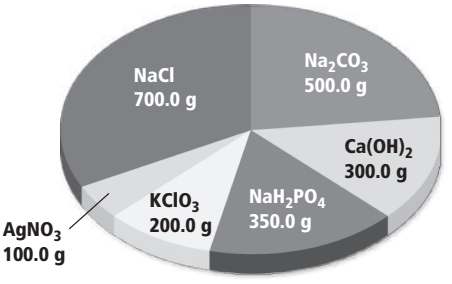
a. النسب المولية الثابتة

b. قانون بقاء الطاقة

c. ثابت أفوجادرو

d. قانون بقاء المادة

استعن بالرسم الآتي للإجابة عن الأسئلة من 2 إلى 5.



2. يحضر فلز الفضة الخالص باستخدام التفاعل الآتي:

$$Cu_{(s)} + 2AgNO_{3(aq)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Cu(NO_3)_{2(aq)}$$

ما كتلة فلز النحاس، بالجرامات، المطلوبة للتفاعل مع $AgNO_3$ جميعها؟

a. 18.0g

b. 37.3g

c. 74 g

d. 100.0 g

3. تعد عملية لي بلانك الطريقة التقليدية لتصنيع هيدروكسيد الصوديوم حسب المعادلة الآتية:

$$Na_2CO_{3(aq)} + Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2NaOH_{(aq)} + CaCO_3$$

ما الحد الأعلى لعدد المولات لـ NaOH الناتجة باستخدام كميات المواد الكيميائية المتوافرة .

a. 4.050 mol

b. 8.097 mol

c. 4.720 mol

d. 9.430 mol

4. يتم تحضير مركب ثنائي الهيدروجين بيروفوسفات الصوديوم $Na_2H_2P_2O_7$ –والمعروف بالاسم الشائع مسحوق الخبيز– بتسخين $Na_2H_2PO_4$ إلى درجة حرارة عالية حسب المعادلة الآتية:

$$2\ NaH_2PO_{4(s)} \rightarrow Na_2H_2P_2O_{7(s)} + H_2O_{(g)}$$

فإذا استعمل 444.0 g من $Na_2H_2P_2O_7$ ، فكم جرامًا من NaH_2PO_4 يلزم شراؤها لإنتاج كمية كافية من $Na_2H_2P_2O_7$؟

a. 0.000 g

b. 130.0 g

c. 94.00 g

d. 480.0 g

5. يتحلل أكسيد الزئبق الأحمر تحت تأثير الحرارة العالية ليكون فلز الزئبق وغاز الأكسجين حسب المعادلة الآتية:

$$2HgO(s) \rightarrow 2Hg(l) + O_2(g)$$

فإذا تحللت 3.55 mol HgO لتكوين 1.54 mol من O_2 و618 g من Hg، فما الناتج المئوي لهذا التفاعل؟

a. 13.2%

b. 56.6%

c. 42.5%

d. 86.8%

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. استعمل الجدول أدناه للإجابة عن السؤال.

نسبة كتلة كل من : الكربون، والهيدروجين، والأوكسجين، في عدد من المركبات			
المركب	H%	C%	O%
حمض الكربونيك H_2CO_3	3.2	19.4	77.4
حمض الإيثانويك CH_3COOH	6.7	40.0	53.3
الميثانول CH_3OH	12.5	37.5	40.0
الميثانال H_2CO	6.7	40.0	53.3
أيزوبروبانول C_3H_8O	13.3	60.0	26.7

إذا حللت عينة كتلتها 125.0 g من أحد المركبات الموضحة في الجدول ووجدت إنها تحتوي على 16.7 g هيدروجين 75.0 g H،كربون، 33.3 g أكسجين. فما هو المركب؟

a. حمض الإيثانويك **d.** الميثانول

b. حمض الكربونيك **e.** أيزوبروبانول

c. الميثانال

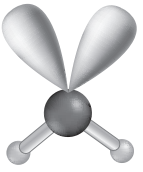
9. يشتعل $(CH_3)_2N_2H_2$ عند ملامسته لرابع أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_4 .

$$(CH_3)_2N_2H_2(l) + 2\,N_2O_4(l) \rightarrow 3N_2(g) + 4H_2O(g) + 2CO_2(g)$$

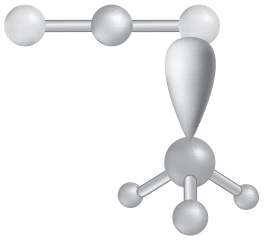
ولأن هذا التفاعل ينتج كمية هائلة من الطاقة عن كمية قليلة من المواد المتفاعلة، فقد استعمل لنقل الصواريخ في رحلات أبولو للقمر. فإذا استهلك 18.0 mol من رابع أكسيد ثنائي النيتروجين في هذا التفاعل، فما عدد مولات غاز النيتروجين الناتجة؟

استخدم الأشكال الآتية في الإجابة عن الأسئلة من 10 إلى 14.

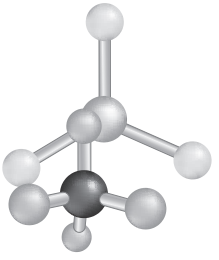
a.



d.



b.



e.

c.

10. أي الأشكال أعلاه يمثل جزيء كبريتيد الهيدروجين؟

11. أي الأشكال يمثل جزيئات لها أربعة أزواج مرتبطة من الإلكترونات ولا تحتوي أي زوج من الإلكترونات غير المرتبطة؟

12. أي الأشكال يُعرف بالشكل الهرمي؟

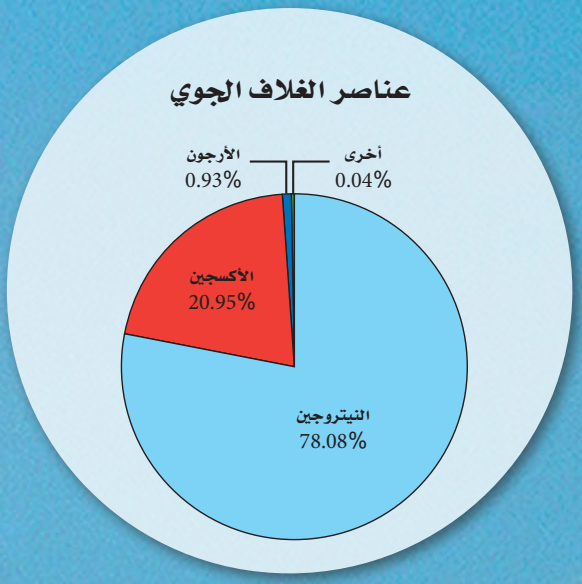
13. أي الأشكال يمثل ثاني أكسيد الكربون؟

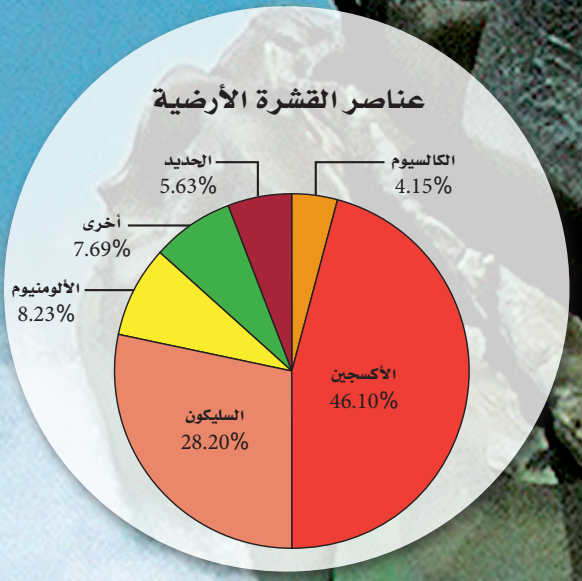
14. أي الأشكال يمثل جزيئًا فيه أفلاك مهجنة من نوع sp^2؟

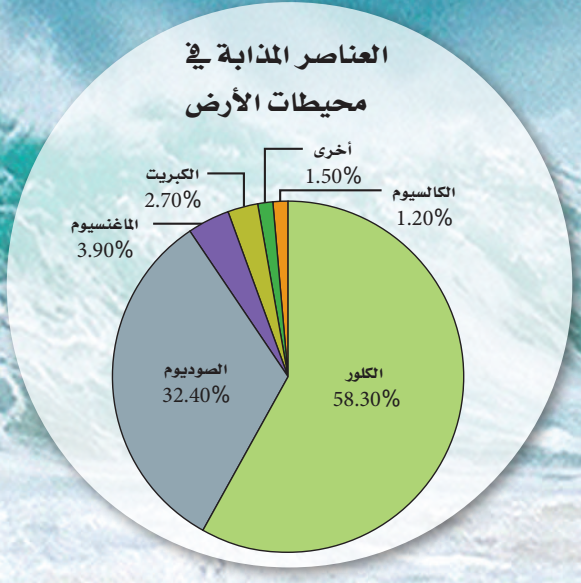
أسئلة الإجابات المفتوحة

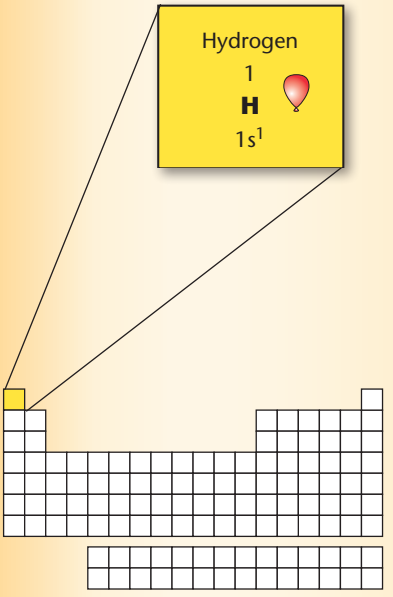
مثّل البيانات الآتية بيانيًّا، وضع العدد الذري على المحور السيني ولخص كيف ترتبط طاقة التأين بإلكترونات التكافؤ؟

طاقة التأين الأولى لعناصر الدورة الثالثة		
العنصر	العدد الذري	طاقة التأين الأولى kJ/mol
الصوديوم	11	496
الماغنيسيوم	12	736
الألومنيوم	13	578
السيليكون	14	787
الفوسفور	15	1012
السيلينيوم	16	1000
الكلور	17	1251
الأرجون	18	1521


عناصر الغلاف الجوي
الأرجون
0.93%
أخرى
0.04%
الأكسجين
20.95%
النيتروجين
78.08%


عناصر القشرة الأرضية
الحديد
5.63%
الكالسيوم
4.15%
أخرى
7.69%
الألومنيوم
8.23%
الأكسجين
46.10%
السليكون
28.20%


العناصر المذابة في
محيطات الأرض
أخرى
1.50%
الكبريت
2.70%
الكالسيوم
1.20%
الماغنسيوم
3.90%
الصوديوم
32.40%
الكلور
58.30%



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 هو في باطن كوكب المشتري.
- يوضع الهيدروجين في المجموعة الأولى من الجدول الدوري؛ لاحتوائه إلكترون تكافؤ واحد.
- يتشارك الهيدروجين مع فلزات المجموعة 1 في بعض الخواص، لذلك يفقد إلكترونًا واحدًا لتكوين أيون الهيدروجين الموجب H^+.
- يتشارك الهيدروجين في بعض الخواص أيضا مع عناصر المجموعة 17 اللافلزية، فهي تستطيع اكتساب إلكترون واحد لتكوين أيون الهيدروجين السالب H^-.
- للهيدروجين ثلاثة نظائر شائعة، هي: **البروتيوم** وهو الأكثر شيوعا، حيث يحتوي بروتونًا واحدًا وإلكترونًا واحدًا، ولكنه لا يحتوي نيوترونات. **والديوتيريوم**، الذي يدعى أيضا الهيدروجين الثقيل حيث يحتوي بروتونًا واحدًا ونيوترونًا واحدًا، ولكنه وإلكترونًا واحدًا. **والتريتيوم** والذي يعتبر عنصرًا مشعًّا نشطا يحتوي على نيوترونين وإلكترونًا واحدًا، وبروتونًا واحدًا.

الخواص الفيزيائية والذرية للهيدروجين	
درجة الانصهار	−259°C
درجة الغليان	−253°C
الكثافة	8.98×10^{-5}
نصف القطر الذري	78 pm
طاقة التأين الأولى	1312 kJ/mol
الكهروسالبية	2.2

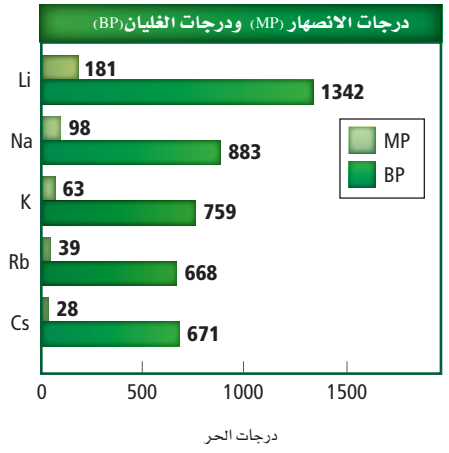
الاختبارات التحليلية

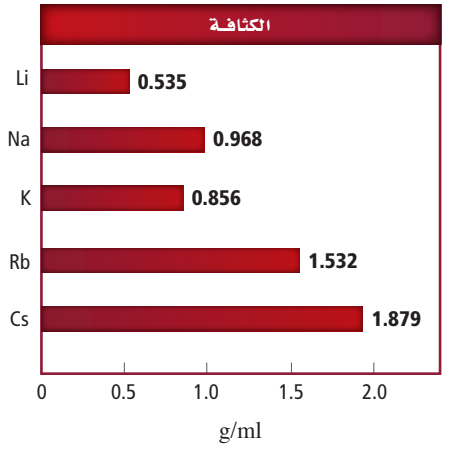
يعد الرقم الهيدروجيني pH مقياسًا لدرجة تركيز أيونات الهيدروجين H^+ في محلول مائي، فإذا عبّرنا عن تركيز أيونات الهيدروجين بوحدة mol /l، فإن الرقم الهيدروجيني pH هو سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين $-\log [H^+]$، فمثلا: إذا كان تركيز أيون الهيدروجين 1×10^{-2} mol /l، فيكون الرقم الهيدروجيني pH يساوي 2.

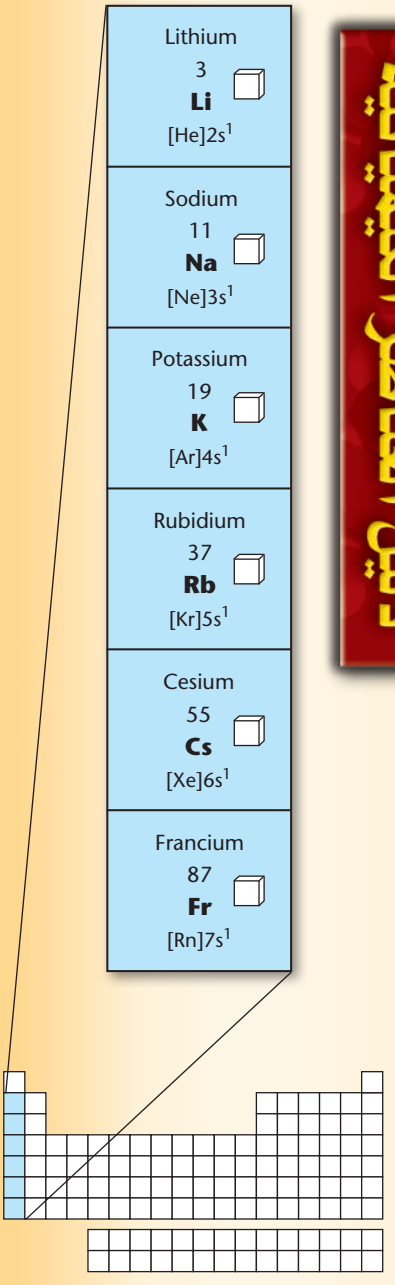
يمكن أن تكون المواد الكيميائية المستخدمة في تنظيف المنازل حمضية أو قلوية حسب تركيز أيونات الهيدروجين الموجبة، وكلما كان تركيزها أكبر كانت درجة الحموضة أقل.

الخواص الفيزيائية

- 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. للصوديوم والليثيوم والبوتاسيوم كثافة أقل من كثافة الماء.
- للفلـزات القلويـة درجات انصهـار منخفضة، مقارنـة بالفلزات الأخـرى كالفضة والذهب.



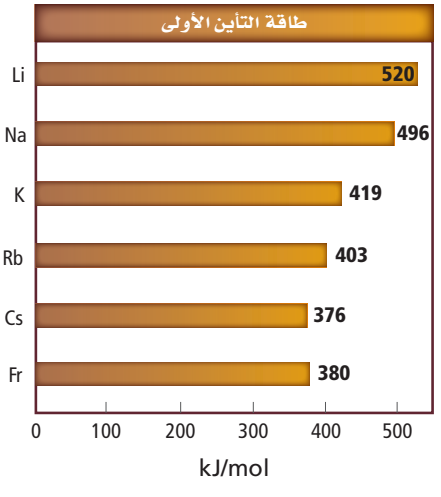


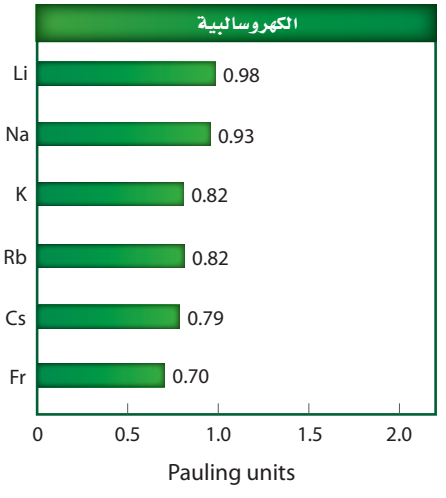


الخواص الذرية

- لكل عنصر من المجموعة 1 إلكترون تكافؤ واحد وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ ns^1 .
- تفقد عناصر المجموعة 1 إلكترون التكافؤ الخاص بها لتكون أيونا ذا شحنة موجبة 1+.
- تزداد أنصاف أقطار الذرات وأنصاف أقطار الأيونات كلما انتقلنا في المجموعة 1 من أعلى إلى أسفل.
- تقل الكهروسالبية 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 على الأقل.
- بسبب ندرة وجود عنصر الفرانسيوم، ولأنه يضمحل بسرعة كبيرة جدًّا، فإن خواصه غير معروفة إلى الآن.

نصف القطر الذري (pm)		نصف القطر الأيوني (pm)
Li 152		Li^{1+} 76
Na 186		Na^{1+} 102
K 227		K^{1+} 138
Rb 248		Rb^{1+} 152
Cs 265		Cs^{1+} 167
Fr 270		





الاختبارات التحليلية

يمكـن تعـرف الفلزات القلوية من خـلال اختبارات اللهب؛ فالليثيوم ينتج لهبًا أحمر اللـون، والصوديوم ينتج لهبًا برتقاليًّا، بينما ينتج كل من البوتاسيوم والروبيديوم والسيزيوم لهبا بنفسجيًّا.

الليثيوم

الصوديوم

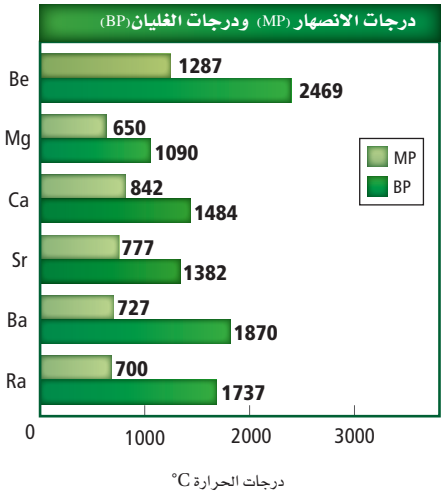
البوتاسيوم

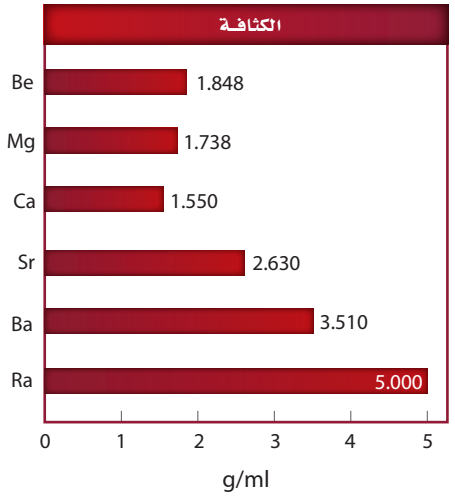
الروبيديوم

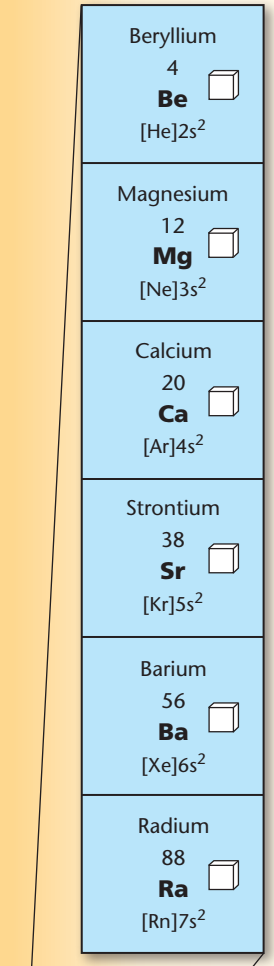
السيزيوم

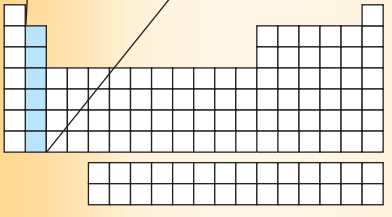
الخواص الفيزيائية

- لمعظم الفلزات القلوية الأرضية مظهر فضي لامع، وتتكون طبقة رقيقة عليها عند تفاعلها مع الأكسجين.
- تعتبر 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 إلى أسفل المجموعة.





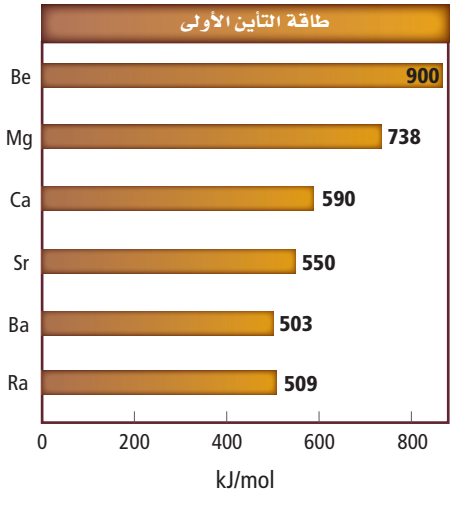


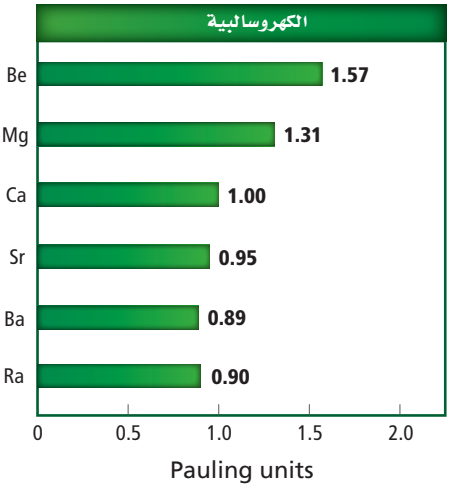


الخواص الذرية

- لكل عنصر من المجموعة 2 إلكترونا تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ ns^2 .
- تفقد عناصر الفلزات القلوية الأرضية إلكتروني التكافؤ الخاصين بها لتكون أيونًا ذا شحنة ثنائية موجبة 2+.
- يزداد نصف القطر الذري ونصف القطر الأيوني كلما انتقلنا في المجموعة 2 من أعلى إلى أسفل، ولكنها تبقى أصغر من أنصاف أقطار ذرات المجموعة 1 وأنصاف أقطار أيوناتها.
- تقل طاقة التأين والكهروسالبية كلما انتقلنا في المجموعة 2 من أعلى إلى أسفل، ولكنها تبقى أكبر من عناصر المجموعة 1.

	نصف القطر الذري (pm)	نصف القطر الأيوني (pm)
Be	112	Be^{2+} 31
Mg	160	Mg^{2+} 72
Ca	197	Ca^{2+} 100
Sr	215	Sr^{2+} 118
Ba	222	Ba^{2+} 135
Ra	220	





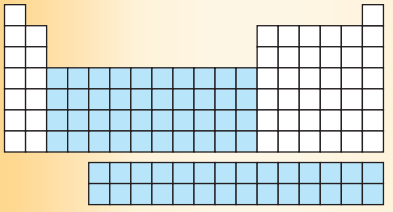
الاختبارات التحليلية

يمكن تعرُّف ثلاثة من الفلزات القلوية الأرضية من خلال اختبارات اللهب؛ فالكالسيوم ينتج لهبًا قرمزي اللون أقرب إلى اللون البرتقالي ، بينما ينتج السترانشيوم لهبًا قرمزيًّا أقرب إلى اللون البنفسجي، أما الباريوم فينتج لهبًا أصفر مخضرًّا.

الكالسيوم

الإسترانشيوم

الباريوم



الخواص الفيزيائية

- تشمل العناصر الانتقالية الرئيسة أربع سلاسل لعناصر أفلاك d، والتي تتراوح أعدادها الذرية بين (109 – 104)، (80 – 72)، (48 – 39)، (30 – 21). أما العناصر الانتقالية الداخلية فتشمل عناصر أفلاك 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 امكانية 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 المركبات تظهر ملونة ولامعة.
- غالبا ما يكون للعناصر الانتقالية خواص مغناطيسية، مما يعني أنها تنجذب إلى مجال مغناطيسي قريب منها. وتعتبر العناصر الانتقالية الثلاثة (الحديد والكوبلت والنيكل) ذات خواص مغناطيسية حديدية، حيث يمكن لهذه العناصر تكوين مجالها المغناطيسي الخاص بها.

عند تعرض برادة الحديد إلى مغناطيس تصبح مغناطيسًا، وتنجذب إلى أي مغناطيس وينجذب بعضها إلى بعض.

الخواص الذرية

- للعناصر الانتقالية الرئيسة فلك d غير مكتمل.
- تتضمن العناصر الانتقالية الداخلية سلسلة اللانثانيدات وسلسلة الأكتنيدات، ولهذه العناصر أفلاك f غير مكتملة.
- يساعد التركيب الإلكتروني للعناصر الانتقالية على تعرّف خواصها الكيميائية؛ فكلما كان عدد الإلكترونات غير المرتبطة في الفلك d أكبر كان العنصر أكثر صلابة وكانت درجات الانصهار والغليان أعلى.
- تسبب الإلكترونات غير المرتبطة في أفلاك f و d الخواص المغناطيسية للعناصر الانتقالية.
- يساعد التركيب الإلكتروني العناصر الانتقالية على تكوين المركبات الملونة، وتستطيع المركبات التي تحتوي إلكترونات غير مرتبطة في الفلك d، امتصاص الضوء المرئي.
- يوجد اختلاف يسير بين العناصرَ الانتقالية في الحجم الذري، والكهروسالبية، 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		+1	+2	+3	+4			
V		+1	+2	+3	+4	+5		
Cr	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	
Mn	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Fe	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	
Co	0	+1	+2	+3	+4	+5		
Ni		+1	+2	+3	+4			
Cu		+1	+2	+3				
Zn			+2					

الاختبارات التحليلية

لاحظ ألوان مركبات العناصر الانتقالية في الشكل المجاور، تمتص هذه العناصر أطوالاً موجية مختلفة من الضوء عند وضعها في المحاليل. يستخدم الطيف المرئي عملية امتصاص الضوء عند أطوال موجية محددة لقياس تركيز المركبات الملونة في المحلول. تستخدم هذه الطريقةُ في التحليل التفاعلَ الذي يحدث بين إلكترونات التكافؤ للعناصر الانتقالية، والضوء المرئي. ولأن الكثير من مركبات العناصر الانتقالية ذات ألوان، فيصبح في الإمكان استخدام هذه التقنية في تحليل العناصر الانتقالية.

لعناصر المركبات الانتقالية ألوان بسبب الامتلاء الجزئي للفلك d، وتستطيع الإلكترونات فيها امتصاص الضوء المرئي لأطوال موجية محددة، أما المركبات التي تحتوي فلكًا ممتلئًا أو فارغًا تمامًا من الإلكترونات فإنها لا تكون ألوانًا براقة.

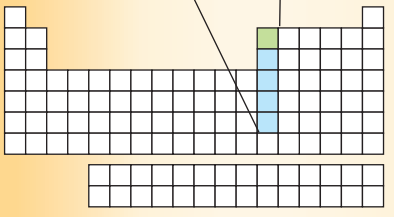
Boron
5
B
$[He]2s^2 2p^1$

Aluminum
13
Al
$[Ne]3s^2 3p^1$

Gallium
31
Ga
$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^1$

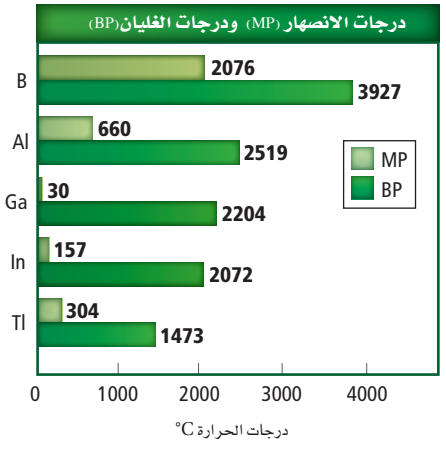
Indium
49
In
$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^1$

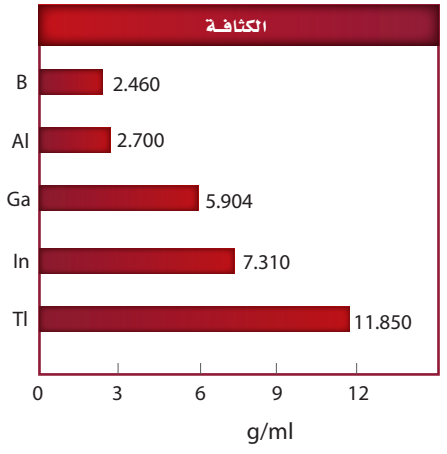
Thallium
81
Tl
$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$



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، وطرية، ما عدا البورون الذي يعتبر 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.

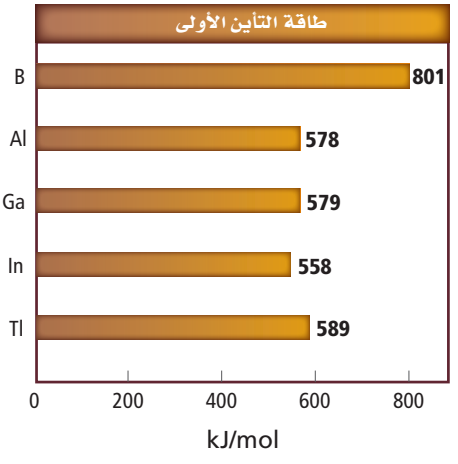


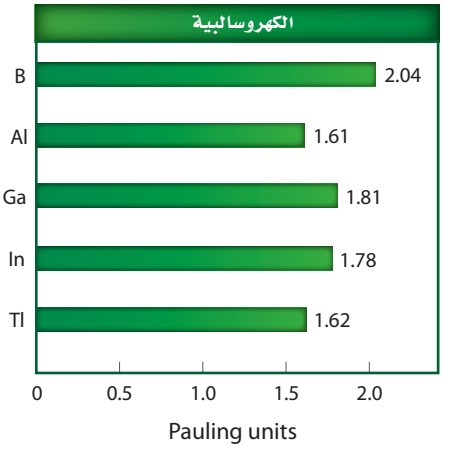


الخواص الذرية

- لـكل عنصر من عناصر المجموعة 13 ثلاثـة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^1$.
- تفقـد عنـاصر المجموعة 13 – ما عدا البورون– إلكترونـات تكافئها الثلاث لتكون أيونًا ذا شـحنة ثلاثية موجبة 3+. ولبعض العناصر– ومنها (Ga , In , Tl)– القدرة على فقد إلكترون واحد فقط من إلكترونات تكافؤها لتكون أيونا ذو شحنة أحادية موجبة 1+ .
- يتشارك البورون فقط في الروابط التساهمية.
- يـزداد نصـف القطر الذري ونصف القطـر الأيوني لعناصر المجموعـة 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.

	نصف القطر الأيوني (pm)	نصف القطر الذري (pm)
B	B^{3+} 20	85
Al	Al^{3+} 50	143
Ga	Ga^{3+} 62	135
In	In^{3+} 81	167
Tl	Tl^{3+} 95	170





الاختبارات التحليلية

نتائج اختبار اللهب	
العنصر	لون اللهب
البورون	وميض أخضر ساطع
الإنديوم	لون أزرق نيلي
الثاليوم	أخضر

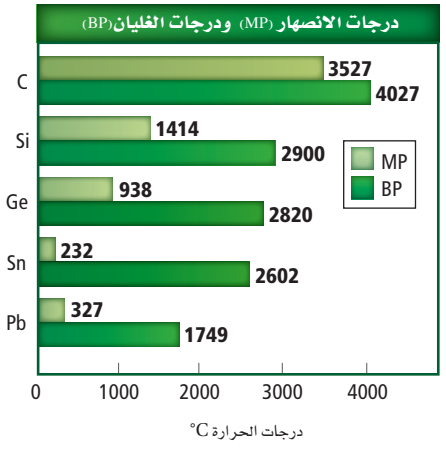
معظـم عناصر مجموعـة البورون– مـا عدا الألومنيـوم، الذي يعـد واحدًا من العنـاصر الأكثر وفرة في قشرة الأرض – نادرة ولا يمكن العثور عليها حـرة في الطبيعة. ويمكن تعرُّف ثلاثة منهـا باختبـارات اللهـب، كما هـو موضّح في الجـدول. فينتج البورون اللون الأخضر الساطع ، في حين ينتج الإنديوم اللون الأزرق النيلي. وينتج الثاليوم اللون الأخضر. وتتضمن أكثر الأساليب دقة في تعرُّف العناصر تقنيات الطيف وتقنيات التصوير المتقدمة.

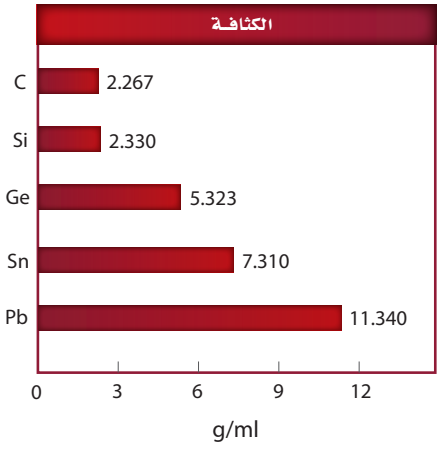
الإنديوم

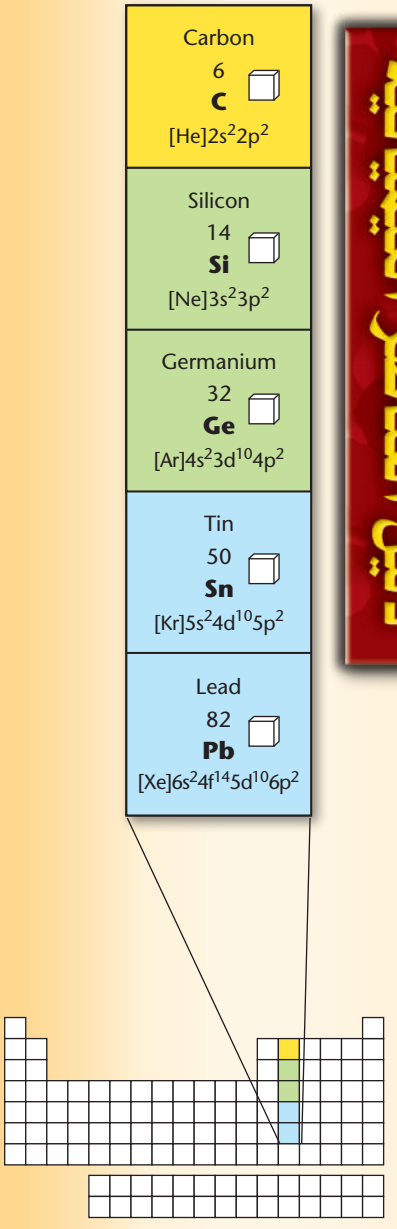
تمت تسمية عنصر الإنديوم بهذا الاسم بعد أن لاحظ العلماء اللون الأزرق النيلي في خطوط الطيف.

الخواص الفيزيائية

- تـزداد الخـواص الفلزية لعناصر مجموعـة الكربون كلما انتقلنا إلى أسـفل المجموعة. فالكربون لافلز. بينما السيليكون والجرمانيوم أشباه فلزات. أما القصدير والرصاص ففلزات.
- يمكن أن يوجد الكربون على شكل مسحوق أسود ؛ أو مادة طرية، أو مادة صلبة زلقة رمادية اللون؛ أو مادة صلبة شفافة ؛ أو صلبة ذات لون برتقالي قريب إلى الاحمرار.
- يمكن للسيليكون أن يكون مسحوقًا بنيًا أو مادة صلبة رمادية لامعة.
- الجرمانيوم شبه فلز صلب ولامع ، رمادي أبيض يمكن أن يكسر بسهولة.
- للقصدير أيضا شكلان؛ فهو يوجد على شكل فلز صلب فضي اللون مائل إلى اللون الأبيض ، كما يوجد أيضًا على شـكل 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 .



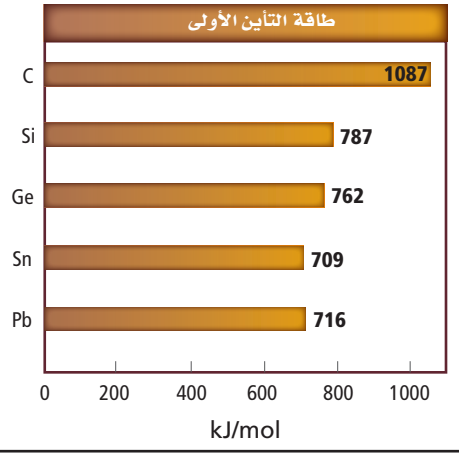


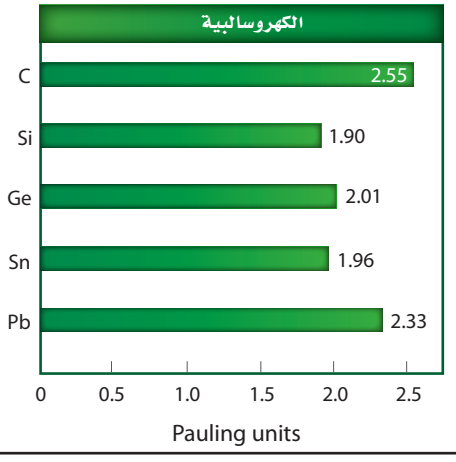


الخواص الذرية

- لـكل عنـصر من عناصر المجموعة 14 أربعـة إلكترونات تكافؤ وتوزيـع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^2$.
- تشـارك عناصر مجموعة الكربون في الروابط التسـاهمية بعدد تأكسد 4+. ويمكن للقصدير والرصاص أيضا أن يكون لهما عدد تأكسـد 2+. و للكربون والسيليكون في بعض المركبات عدد تأكسد 4−
- يوجد كل من الكربون والسيليكون والقصدير بأشكال بلورية مختلفة.
- يـزداد نصف القطر الـذري ونصف القطر الأيوني كلما انتقلنا إلى أسـفل المجموعة، ولكنها تتشابه مع أنصاف أقطار عناصر المجموعة 13.
- لعنـاصر المجموعـة 14 – مـا عـدا الكربون – طاقـات تأين متماثلـة، وليس هنـاك تباين في الكهروسالبية لهذه العناصر.

	نصف القطر الذري (pm)		نصف القطر الأيوني (pm)
C	77		C^{4+} 15
Si	118		Si^{4+} 41
Ge	122		Ge^{4+} 53
Sn	140		Sn^{4+} 71
Pb	146		Pb^{4+} 84





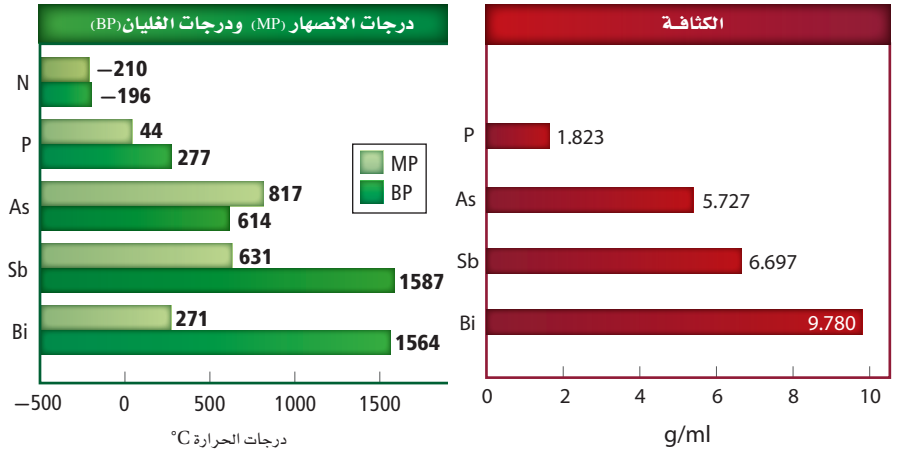
الاختبارات التحليلية

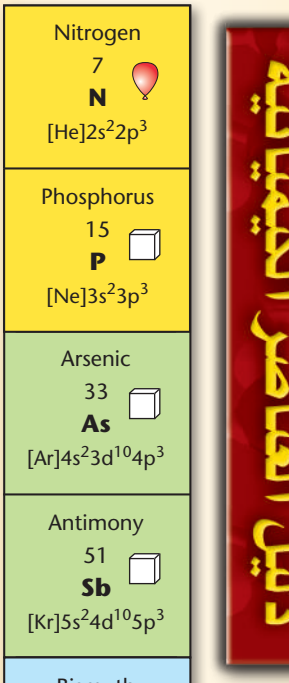
لا يمكـن تعـرُّف عناصر المجموعة 14، مـن خلال اختبارات اللهـب؛ لأن هذه العناصر ترتبط مع غيرها من خلال الروابط التسـاهمية، ما عدا الرصاص الذي ينتج ضوءًا أزرق اللـون. ويمكن تعرُّف على عناصر مجموعة الكربون من خلال تحليل خواصها الفيزيائية، ومنهـا درجـة الانصهار ودرجـة الغليان والكثافـة، و من خلال طيـف الانبعاث، أو من خلال تفاعلها مع غيرها من المواد الكيميائية، فمثلا: يكوّن الرصاص والقصدير رواسب عند إضافتهما إلى محاليل محددة.

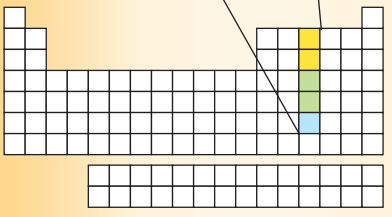
عنـد إضافة نـترات الرصـاص إلى يوديـد البوتاسـيوم ينتـج راسـب أصفر من يوديد الرصاص.

الخواص الفيزيائية

- تزداد الخواص الفلزية – تمامًا كعناصر المجموعة 14– كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة، فالنيتروجين والفوسفور لافلزات. بينما الزرنيخ والأنتيمون أشباه فلزات. أما البيسموث فهو فلز.
- 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 يصبح 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 توصيله للكهرباء، وهو أيضا هش.
- تزداد درجات غليان العناصر، وتزداد الكثافة أيضا كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة 15.



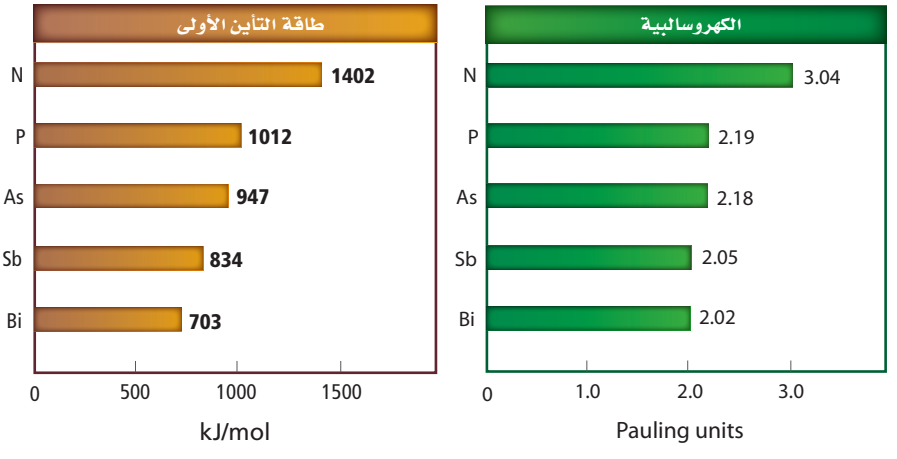




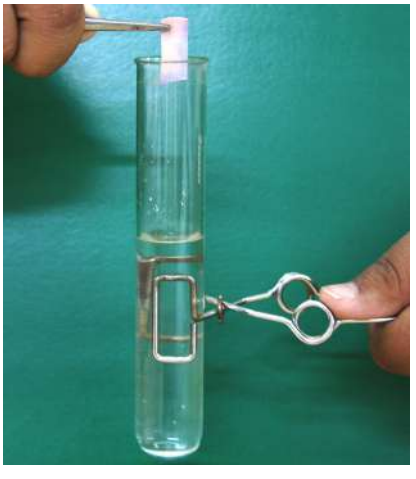
الخواص الذرية

- لـكل عنصر من عنـاصر المجموعة 15 خمسـة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكـتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^3$.
- النيتروجين ضعيف النفاذية المغناطيسية، مما يعني أنه لا ينجذب للمجال المغناطيسي. وهذا يدل على أن إلكتروناته جميعها مرتبطة.
- للنيتروجين عدد تأكسد يتراوح من 3− إلى 5+
- للفوسفور والزرنيخ والأنتيمون أعداد تأكسد 3− و 3+ و 5+ .
- للبيزموث أعداد تأكسد 3+ و 5+.
- تقل طاقات التأين الأولى والكهروسالبية، 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

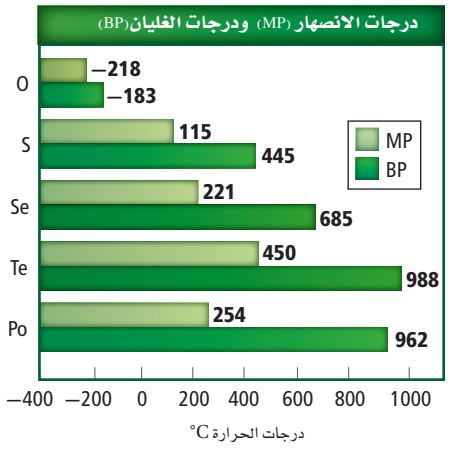


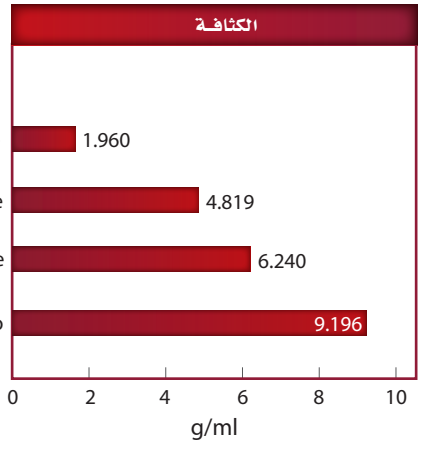
لا يمكن تعرُّف عناصر المجموعة 15 من خلال اختبارات اللهب؛ لأن معظم هذه العناصر لا فلزية وترتبط بغيرها من خلال الروابط التساهمية، ما عدا الأنتيمون الذي يصدر ضوءًا أخضر خافتًا أو أزرق عند تعريضه للهب، والبيزموث الذي يصدر ضوءًا أزرق مائلًا إلى البنفسجي.

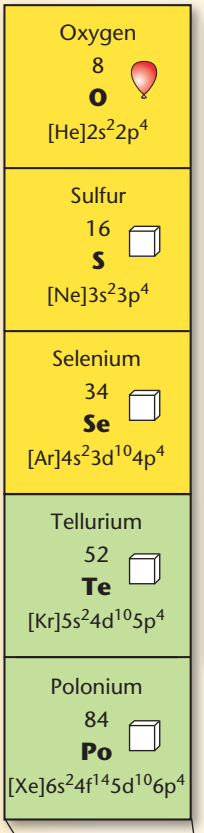
يمكن تعـرُّف عناصر مجموعة النيتروجين من خلال تحليـل خواصها الفيزيائية، ومنهـا درجة الانصهارودرجة الغليـان والكثافة، ومن خـلال طيف الانبعاث، أو مـن خـلال تفاعلها مع غيرها من المواد الكيميائية، فمثلا: يتكون راسـب من أيونات البيزموث عند إضافة البيزموث إلى هيدروكسيد القصدير وهيدروكسيد الصوديـوم. و يمكن تعرُّف مركبات الأمونيـوم التي تحتوي على النيتروجين من خـلال الرائحـة المميزة التي تصـدر عند إضافتها إلى هيدروكسـيد الصوديوم، ومن خلال تغير اللـون الحاصل لورقة تباع الشمس الحمراء الموضوعة على فوهة أنبوب الاختبار.

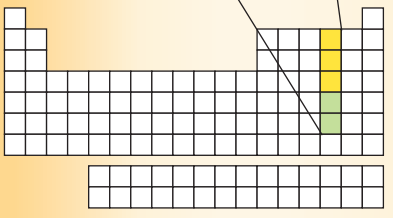
الخواص الفيزيائية

- 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.
- يعتبر 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 ما عدا البولونيوم مع زيادة العدد الذري. وتزداد الكثافة لجميع عناصر المجموعة 16 بزيادة العدد الذري لها.





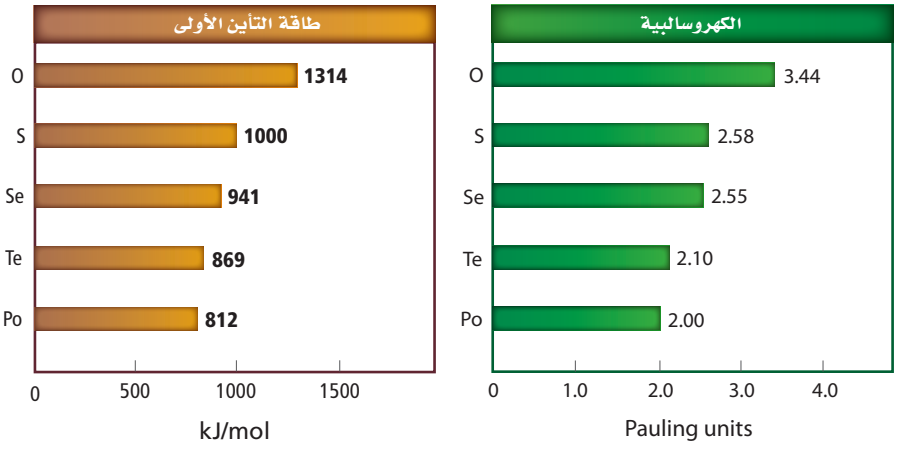




الخواص الذرية

- 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 والكهروسالبية، كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة.
- للبولونيوم 27 نظيرًا معروفًا، وجميعها نظائر مشعة.

	نصف القطر الأيوني (pm)	نصف القطر الذري (pm)
O	O^{2-} 140	73
S	S^{2-} 184	103
Se	Se^{2-} 198	119
Te	Te^{2-} 221	142
Po		168



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 يستخدم هذا الجهاز التفاعلات الكهروكيميائية التي تعمل على تحويل جزيئات الأكسجين إلى أيونات الهيدروكسيد. ويقيس هذا الجهاز التيار الكهربائي الناتج خلال هذا التفاعل، فكلما كان تركيز الأكسجين أكبر كان التيار أكبر.

فحص ذائبية الأكسجين جزء من مراقبة جودة الماء.

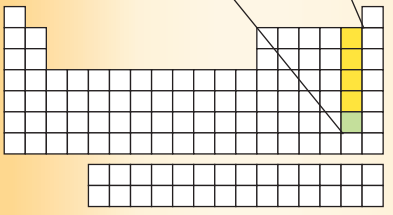
Fluorine
9
F
$[He]2s^2 2p^5$

Chlorine
17
Cl
$[Ne]3s^2 3p^5$

Bromine
35
Br
$[Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5$

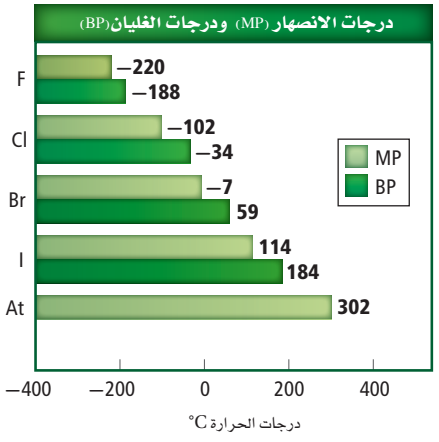
Iodine
53
I
$[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^5$

Astatine
85
At
$[Xe]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$



الخواص الفيزيائية

- عنـد درجة حرارة الغرفة يكون الفلور والكلـور في الحالة الغازية. ويكون البروم – بالإضافة إلى الزئبق– سائلًا. أما اليود فهو مادة صلبة يتسامى بسهولة.
- الفلـور غـاز أصفر باهت. والكلـور غاز أصفر مائل إلى اللـون الأخضر. أما البروم فهو سائل أحمر مائل إلى البني، بينما اليود صلب لونه أزرق غامق.
- تزداد درجة غليان ودرجة انصهار عناصر المجموعة 17 بزيادة العدد الذري.

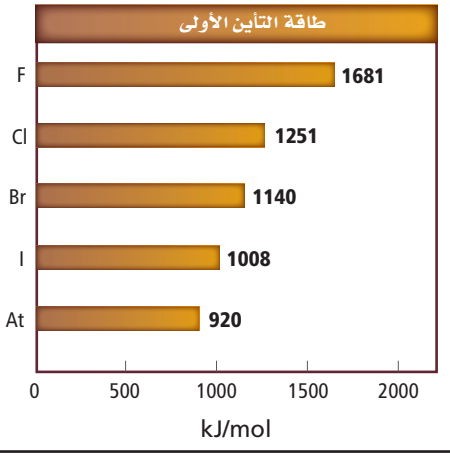


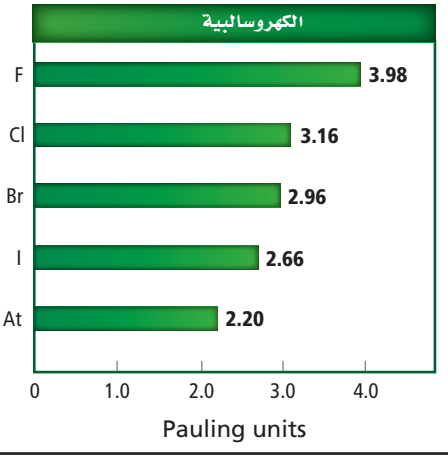
عنـد درجة حـرارة الغرفة، يتسـامى اليـود وتظهـر بلوراتـه بلـون أزرق غامق، وتتصاعد أبخرة بنفسجية.

الخواص الذرية

- لكل عنصر من عناصر المجموعة 17 سبعة إلكترونات تكافؤ وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^5$.
- تقل طاقات التأين الأولى والكهروسالبية، كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة 17.
- يعتبر الفلور العنصر الأكثر كهروسالبية 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.

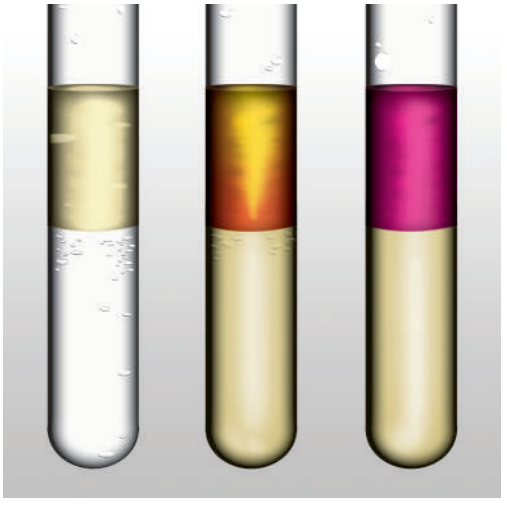
نصف القطر الذري (pm)		نصف القطر الأيوني (pm)
F 72		F^{1-} 133
Cl 100		Cl^{1-} 181
Br 114		Br^{1-} 195
I 133		I^{1-} 220





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 فهو راسب 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). ومع ذلك، ففي الهكسان الحلقي (الطبقة العليا)، لاحظ ذوبان كل من الكلور (الأصفر) والبروم (البرتقالي)، واليود (البنفسجي).

Helium
2
He
$1s^2$

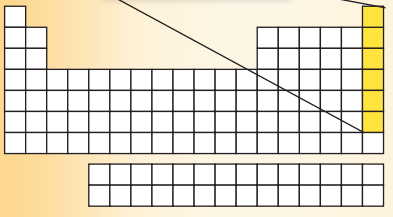
Neon
10
Ne
$[He]2s^22p^6$

Argon
18
Ar
$[Ne]3s^23p^6$

Krypton
36
Kr
$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$

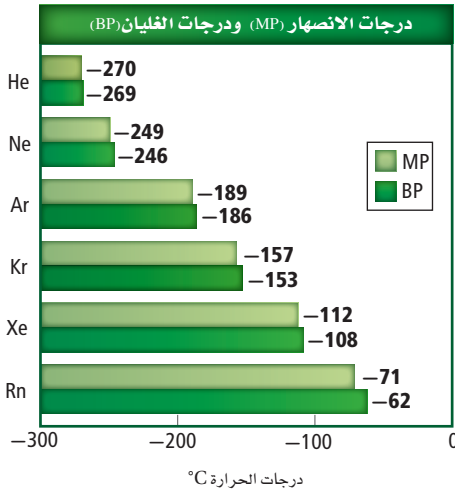
Xenon
54
Xe
$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$

Radon
86
Rn
$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$



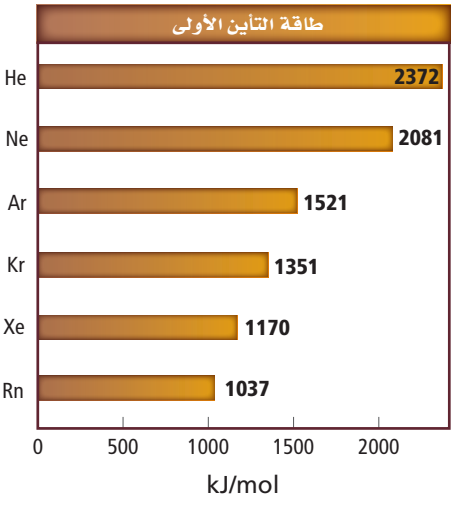
الخواص الفيزيائية

- تمتاز عناصر المجموعة 18 بأنها غازات عديمة اللون والرائحة.
- جميعها لا فلزات.
- تزداد درجتا الغليان والانصهار لعناصر المجموعة كلما انتقلنا إلى أسفل المجموعة، ولكنها تبقى أقل من باقي عناصر الجدول الدوري.



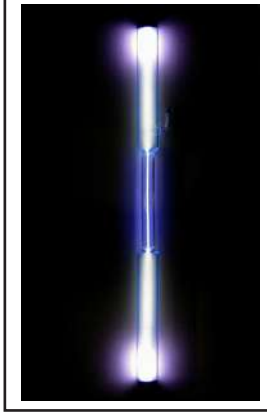
الخواص الذرية

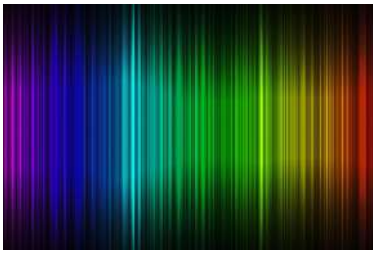
- لكل عنصر من عناصر المجموعة 18 ثمانية إلكترونات تكافؤ ليصبح مستواها الأخير يحتوي 8 إلكترونات، وتوزيع إلكتروني ينتهي بـ $ns^2\ np^6$ ما عدا الهيليوم، الذي له إلكترونان فقط.
- جميع عناصر الغازات النبيلة وحيدة الذرة، وتوجد كذرات غير مرتبطة.
- للغازات النبيلة طاقات تأين أولى أكبر من عناصر الجدول الدوري 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.

أشعة الكاثود Cathode Rays أشعة تصدر من الكاثود، وتنتقل إلى الأنود في أنبوب الأشعة الكاثودية.

إلكتروليت Electrolyte المركب الأيوني الذي يوصل محلوله المائي التيار الكهربائي.

الإلكترون Electron جسيم سالب الشحنة، سريع الحركة، كتلته صغيرة جدًّا ويوجد في كل مادة، ويتحرك في الفراغ المحيط بنواة 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.

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons الإلكترونات في أفلاك مستوى الطاقة الأخير في الذرة، والتي تحدد الخواص الكيميائية لهذه الذرة.

الأنيون Anion الأيون الذي يحمل شحنة سالبة.

الأيون Ion ذرة أو مجموعة ذرات مترابطة تحمل شحنة موجبة أو سالبة.

الأيونات أحادية الذرة Monatomic Ions الأيونات التي تتكون من ذرة واحدة فقط.

الأيون عديد الذرات Polyatomic Ion الأيون الذي يتكون من ذرتين أو أكثر مرتبطين معًا، وتسلك سلوك الأيون الواحد الذي يحمل شحنة موجبة أو سالبة.

الأيون المتفرج Spectator Ion الأيون الذي لا يشارك في التفاعل الكيميائي.

(ب)

البلورة 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.

البروتون Proton جسيم من مكونات نواة الذرة، وشحنته موجبة (+1).

(ت)

تدرج الخواص Periodic Trends 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 للحرارة Exothermic Reaction التفاعل الكيميائي الذي يرافقه انبعاث طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط في جزيئات المواد المتفاعلة.

التفاعل الماص للحرارة Endothermic Reaction 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.

التوزيع الإلكتروني Electron Configuration ترتيب الإلكترونات في الذرة وفقًا لثلاث قواعد، هي مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.

التهجين Hybridization الطريقة التي يتم فيها خلط الأفلاك الذرية لتكوين أفلاك جديدة مهجنة ومتماثلة.

التفاعل الكيميائي Chemical Reaction عملية يتم فيها إعادة ترتيب ذرات مادة أو مواد وتكوين مواد مختلفة ويستدل على حدوثها التفاعل بتغير درجة الحرارة، أو اللون، أو الرائحة، أو الحالة الفيزيائية.

تفاعل الإحلال البسيط Single - Replacment Reaction تفاعل كيميائي يحدث عندما تحل ذرات أحد العناصر محل ذرات عنصر آخر في مركب.

تفاعل الإحلال المزدوج Double - Replacment Reaction تفاعل كيميائي يحدث عن تبادل أيونات مادتين وينشأ عنه غاز، أو راسب، أو ماء.

تفاعل الإحتراق Combustion Reaction تفاعل يحدث بين مادة والأكسجين وينتج عنها طاقة في صورة ضوء وحرارة.

تفاعل التفكك Decomposition Reaction تفاعل يحدث نتيجة لتفكك أحد المركبات إلى عنصرين أو أكثر أو إلى مركبات جديدة.

تفاعل التكوين Synthesis Reaction تفاعل كيميائي تتحد فيه مادتين أو أكثر لإنتاج مادة واحدة.

تغير الحالة State Change تحول المادة من حالة إلى أخرى.

التغير الكيميائي Chemical Change العملية التي تتضمن تغير مادة أو أكثر إلى مواد جديدة، ويسمى أيضًا التفاعل الكيميائي.

التغير الفيزيائي Physical Change التغير الذي يؤثر في الخواص الفيزيائية للمادة دون أن يغير تركيبها.

(ج)

الجدول الدوري للعناصر Periodic Table of Elements جدول ينظم كل العناصر المعروفة في شبكة من الصفوف الأفقية (دورات) والصفوف العمودية (مجموعات من العائلات) مرتبة تصاعديا حسب العدد الذري.

الجزيء Molecule أصغر جزء في المركب، ويحمل صفاته. ويتكون من ارتباط ذرتين أو أكثر وتكون طاقته أقل من طاقة الذرات الداخلة في تركيبه.

(ح)

حالة الاستقرار Ground State حالة الذرة في أدنى مستوى للطاقة لها.

حالات المادة States of Matter الأشكال الفيزيائية للمادة في وضعها الطبيعي على الأرض: الصلبة، والسائلة، والغازية.

الحسابات الكيميائية Stoichiometry دراسة العلاقات الكمية بين كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي، اعتمادًا على قانون بقاء الكتلة.

الحمض Acid هو كل مركب يُطلق أيونات الهيدروجين في المحلول.

الحمض الأكسجيني Oxyacid أي حمض يتكون من الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

الحمض الثنائي Binary Acid هو الحمض الذي يحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط.

(خ)

الخاصية الفيزيائية Physical Property الخاصية التي يمكن ملاحظتها أو قياسها دون تغيير تركيب العينة.

الخاصية الكيميائية Chemical Property قدرة مادة ما على الاتحاد مع غيرها أو التحول إلى مادة أخرى.

(د)

الدورات Periods الصفوف الأفقية في الجدول الدوري الحديث للعناصر.

(ذ)

الذرة Atom أصغر جسيم في العنصر، لها جميع خواص العنصر، متعادلة الشحنة، شكلها كروي، تتكون من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات.

(ر)

الرابطة الأيونية Ionic Bond الرابطة التي تنتج عندما يتحد فلز ولافلز.

رابطة باي π Bond الرابطة المتكونة من تداخل الأفلاك المتوازية بهدف التشارك بالإلكترونات

الرابطة التساهمية Covalent Bond الرابطة التي تنتج من التشارك بإلكترونات التكافؤ.

الرابطة التساهمية التناسقية Coordinate Covalent Bond الرابطة التساهمية التي تقدم فيها إحدى الذرات زوج الإلكترونات المشترك لذرة أخرى أو أيون بحاجة إلى زوج الإلكترونات للوصول الى حالة الاستقرار.

الرابطة التساهمية غير القطبية Non Polar Covalent Bond الرابطة التي تنشأ بين ذرتين متماثلتين، أي أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بينهما.

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 لأفلاك الذرات.

الرابطة الفلزية Metallic Bond قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة في الفلز والإلكترونات الحرة الحركة.

الراسب Precipitate مادة صلبة تتكون خلال التفاعل الكيميائي لمحلول ما.

الرنين Resonance الحالة التي تحدث عند وجود أكثر من تركيب لويس واحد للمركب أو الأيون.

(س)

السائل Liquid نوع من المادة لها صفة الجريان، وحجمها ثابت، وتأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه.

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 Principal Quantum Number (n) عدد يتم تعيينه في ضوء النموذج الكمي ليدل على الحجوم النسبية وطاقات الأفلاك الذرية.

العدد الكمي Quantum Number العدد المخصص لوصف الإلكترون في مستويات الطاقة الرئيسة.

العناصر الانتقالية Transition Elements العناصر التي توجد في المجموعات من 3 إلى 12 في الجدول الدوري، وتقسم إلى فلزات انتقالية، وفلزات انتقالية داخلية.

العناصر المثالية Representative Elements العناصر التي تنتمي إلى المجموعات 1، و 13 – 18 في الجدول الدوري الحديث، وتتمثل فيها بشكل واضح الخواص الكيميائية والفيزيائية.

العدد الذري Atomic Number عدد البروتونات في نواة الذرة.

العدد الكتلي Mass Number عدد يكتب بعد اسم العنصر، ويمثل مجموع البروتونات والنيوترونات.

العناصر الانتقالية Transition Elements العناصر التي توجد في المجموعات من 3 إلى 12 في الجدول الدوري، وتقسم إلى فلزات انتقالية، وفلزات انتقالية داخلية.

العناصر المثالية Representative Elements العناصر التي تنتمي إلى المجموعات 1، و 13 – 18 في الجدول الدوري الحديث، وتتمثل فيها بشكل واضح الخواص الكيميائية والفيزيائية.

العنصر Element مادة نقية لا يمكن تجزئتها إلى أجزاء أصغر بوسائل فيزيائية أو كيميائية.

عدد أفوجادرو Avogadro's Number هو 6.0221367×10^{23} ، وهو عبارة عن عدد الجسيمات مثل الذرات أو الجزيئات أو الأيونات أو وحدات الصيغ الكيميائية في مول واحد.

(غ)

الغاز Gas شكل من أشكال المادة تأخذ شكل الإناء الذي توجد فيه، وتملؤه تمامًا، وهي قابلة للانضغاط.

الغازات النبيلة Noble gases هي العناصر التي تنتمي إلى المجموعة 18 وهي مواد غازية وغير نشطة كيميائيًا.

(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 من 3 الى 12، وتنتمي إلى الفئة d في الجدول الدوري، مع وجود بعض الاستثناءات التي تتعلق بامتلاء الفلك s من مستوى الطاقة n ، وامتلاء او نصف امتلاء أفلاك d من مستوى الطاقة n–1 .

الفلـزات الانتقاليـة الداخليـة Inner Transition Metals العناصـر الانتقاليـة التـي تنتمي إلى الفئـة f في الجدول الدوري، وتتميز بأن أفلاك 4f ، و5f تكون ممتلئة او ممتلئة جزئيًا.

الفلـزات القلويـة Alkali Metals عناصـر المجموعة 1 ما عـدا الهيدروجين، وهي عناصر نشـطة كيميائيًا، وتوجد عادة متحدة مع عناصر أخرى على شكل مركبات.

الفلزات القلوية الأرضية Alkaline Earth Metals عناصر المجموعة 2 في الجدول الدوري الحديث، وهي عناصر نشطة كيميائيًا.

الفلـك الـذري Atomic Orbital منطقـة ذات ثلاثة أبعاد، توجد حـول نواة الذرة، وهي تصف الموقـع المحتمل لوجود الإلكترونات.

(ق)

قاعدة الثمانية Octet Rule تنص على أن الذرات تسـعى إلى اكتسـاب الإلكترونات أو خسارتها أو المشاركة بها؛ لكي تكتسب التركيب الإلكتروني للغاز النبيل.

قاعـدة هونـد Hund's Rule تنـص على أن تعبئة الإلكترونات في الأفلاك المتسـاوية الطاقة يتم بشـكل فردي قبل البدء بإضافة الإلكترون الثاني لنفس الفلك؛ إذ لا يمكن لإلكترونين لهما نفس اتجاه الحركة أن يشغلا نفس الفلك.

قانون بقاء الكتلة Law of Conservation of Mass القانون الذي ينص على أن الكتلة لا تفنى ولا تستحدث في أثناء التفاعل الكيميائي.

قانـون النسب الثابتـة Law of Definite Proportions القانون الذي ينص على أن المركب يتكون دائمًا من العناصر نفسها بنسب كتلية ثابتة مهما اختلفت كميته.

(ك)

الكاتيون Cation الأيون الذي يحمل شحنة موجبة.

الكهروسالبية Electronegativity خاصية تشـير إلى قـدرة ذرات العناصر على جذب الإلكترونات عند تكوين الرابطة الكيميائية.

الكتلة الذرية المتوسطة Avarage Atomic Mass متوسط كتلة نظائر العنصر.

الكتلة Mass مقياس لكمية المادة.

الكتلة المولية Molar Mass الكتلة بالجرامات لواحد مول من أي مادة نقية.

الكيمياء Chemistry العلم الذي يهتم بدراسة المادة والتغيرات التي تحدث لها.

(ل)

اللافلـزات Nonmetals عناصر تكون بشـكل عام إما غـازات أو مواد صلبة معتمة أو لامعـة، وضعيفة التوصيل للحرارة والكهرباء.

(م)

مبدأ أوفباو Aufbau Principle ينص على أن كل إلكترون يسعى لأن يكون في الفلك الأقل طاقة.

مبدأ باولي Pauli Exclusion Principle ينص على أن الفلك لا يمكن أن يتسع لأكثر من إلكترونين، على أن لا يكون لهما نفس اتجاه الحركة.

مبدأ هايزنبرج للشك Heisenberg Uncertainty Principle ينص على أنه لا يمكن معرفة مكان الجسيم وسرعته 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 الرئيسي Principal Energy Level أحد مستويات الطاقة الرئيسية في الذرة.

مستوى الطاقة الفرعي Energy Sublevel تكون مستويات الطاقة الفرعية مستوى الطاقة الرئيسي.

المتفاعلات Reactants المواد التي يبدأ بها التفاعل الكيميائي.

المادة الكيميائية Chemical Substance مادة لها تركيب محدد وثابت، وتسمى أيضًا المادة النقية.

المادة الصلبة Solid شكل من أشكال المادة، لها شكل وحجم محددان.

المجموعات Groups العناصر الموجودة في الأعمدة الرأسية في الجدول الدوري مرتبة حسب تزايد أعدادها الذرية.

المركب Compound مزيج مكون من عنصرين أو أكثر متحدين كيميائيًّا، ويمكن تحليله إلى مواد أبسط بالطرق

المركبات التساهمية Covalent compounds المركبات التي تتكون عند إتحاد لا فلز مع لا فلز آخر.

المعادلة الأيونية الكاملة Complete Ionic Equation معادلة أيونية تظهر كافة الجسيمات في المحلول.

المعادلة الأيونية النهائية Net Ionic Equation معادلة أيونية تشتمل فقط على الجسيمات المشاركة في التفاعل.

المعادلة الكيميائية Chemical Equation جملة تستعمل فيها الصيغ الكيميائية لتحديد المواد المشـاركة في التفاعل وكميات المواد المتفاعلة والناتجة.

المعادلـة الكيميائيـة الموزونة Balancing Chemical Equation تعبير يستعمل الصيـغ الكيميائية لتوضيح أنواع المواد المتضمنة في التفاعل الكيميائي وكمياتها النسبية.

المعامل Factor أبسط نسبة عددية صحيحة لكميات كل من المتفاعلات والنواتج.

المـول Mole وحدة نظام عالمي تستعمل في قياس كمية المادة، وهو عبارة عـن عدد ذرات الكربون الموجودة في 12g من الكربون ، والمول الواحد كمية من المادة النقية التي تحتوي على 6.02×10^{23} من الجسيمات.

(ن)

النسبة المئوية للمكونات Percent Composition النسبة المئوية لكل عنصر في المركب.

النسبة المولية Mole Ratio نسبة عدد المولات بين أي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة.

النموذج Model تفسير مرئي، أو لفظي، أو رياضي للبيانات التجريبية.

نمـوذج التنافـر بين أزواج إلكترونـات التكافؤ VSEPR Model نموذج التنافر بين إلكترونـات التكافؤ والذي يعتمد على ترتيب الإلكترونات المرتبطة وغير المرتبطة حول الذرة المركزية.

نمـوذج سحابـة الإلكترونـات Electron Sea Model يقتـرح هـذا النموذج أن جميع الـذرات في الفلز الصلب تتشـارك بإلكترونات التكافؤ مكونة سحابة من الإلكترونات، والتي تفسر الخواص الفلزية لهذه الذرات.

النموذج الكمي للذرة Quantum Model of the Atom النموذج الذي يتم فيه التعامل مع الإلكترونات على أنها موجات.

النظائر Isotopes ذرات لنفس العنصر، تختلف في عدد النيوترونات.

نظام ستوك Stock's system هو نظام تسمية يعتمد على تكافؤ أو شحنة الفلز الانتقال.

نظرية دالتون الذرية Dalton's Atomic Theory تبين أن المادة مكونة من جسيمات صغيرة جدًّا تسمى الذرات، وهي غير مرئية ولا تتجزأ. ذرات عنصر ما متشابهة في الحجم، والكتلة، والخصائص الفيزيائية، وتختلف عن ذرات أي عنصر آخر. الـذرات المختلفة تتحد بنسـبة عددية بسـيطة وتكون المركبات. وخلال التفاعل الكيميائي قـد تنفصل الذرات أو تتحد أو يعاد ترتيبها.

النواتج Products المواد التي تتكون خلال التفاعل الكيميائي.

النـواة Nucleus مركـز الذرة الصغير جـدًّا، موجب الشـحنة، كثيف، يحتوي علـى البروتونات الموجبـة والنيوترونات غير المشحونة.

النيوترون Neutron (دقيقة) غير مشحونة في نواة الذرة، وكتلتها قريبة من كتلة البروتون.

(هـ)

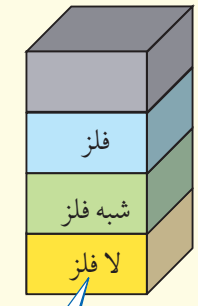
الهالوجينات Halogens عناصر نشطة كيميائيًّا توجد في المجموعة 17 في الجدول الدوري.

(و)

وحـدة الكتلـة الذريـة Atomic Mass Unit هـي $\frac{1}{12}$ من كتلة الكربـون - 12 (الـذرة المعيارية) وتسـاوي تقريبًا كتلة بروتون واحد أو نيوترون واحد.

وحدة الصيغة الكيميائية Formula Unit أبسط نسبة يمكن أن تمثل الأيونات في المركب الأيوني.

الجدول الدوري للعناصر



يدل لون صندوق كل عنصر على ما إذا كان فلزًا أو شبه فلز أو لافلزًا.

10	11	12	13	14	15	16	17	18
			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	Helium 2 He 4.003
			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	Neon 10 Ne 20.180
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	Argon 18 Ar 39.948
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	Krypton 36 Kr 83.798
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)	Xenon 54 Xe 131.293
								Radon 86 Rn (222)
Darmstadtium 110 Ds (281)	Roentgenium 111 Rg (272)	Copernicium * 112 Cn (285)	Nihonium * 113 Nh (284)	Flerovium * 114 Fl (289)	Moscovium * 115 Mc (288)	Livermorium * 116 Lv (291)	Tennessine * 117 Ts (288)	Oganesson * 118 Og (294)

* أسماء رموز العناصر 112، 113، 114، 115، 116، 118 تم اختيار الأسماء النهائية بعد التأكد من اكتشافها حديثًا.

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)

العناصر في كل عمود تسمى مجموعة، ولها خواص كيميائية متشابهة.
1
2
3
4
5
6
7
8
9
Hydrogen 1 H 1.008
Lithium 3 Li 6.941
Beryllium 4 Be 9.012
Sodium 11 Na 22.990
Magnesium 12 Mg 24.305
Potassium 19 K 39.098
Calcium 20 Ca 40.078
Scandium 21 Sc 44.956
Titanium 22 Ti 47.867
Vanadium 23 V 50.942
Chromium 24 Cr 51.996
Manganese 25 Mn 54.938
Iron 26 Fe 55.845
Cobalt 27 Co 58.933
Rubidium 37 Rb 85.468
Strontium 38 Sr 87.62
Yttrium 39 Y 88.906
Zirconium 40 Zr 91.224
Niobium 41 Nb 92.906
Molybdenum 42 Mo 95.94
Technetium 43 Tc (98)
Ruthenium 44 Ru 101.07
Rhodium 45 Rh 102.906
Cesium 55 Cs 132.905
Barium 56 Ba 137.327
Lanthanum 57 La 138.906
Hafnium 72 Hf 178.49
Tantalum 73 Ta 180.948
Tungsten 74 W 183.84
Rhenium 75 Re 186.207
Osmium 76 Os 190.23
Iridium 77 Ir 192.217
Francium 87 Fr (223)
Radium 88 Ra (226)
Actinium 89 Ac (227)
Rutherfordium 104 Rf (261)
Dubnium 105 Db (262)
Seaborgium 106 Sg (266)
Bohrium 107 Bh (264)
Hassium 108 Hs (277)
Meitnerium 109 Mt (268)
العنصر
العدد الذري
الرمز
الكتلة الذرية المتوسطة
Hydrogen
1
H
1.008
حالة المادة
غاز
سائل
صلب
مُصنّع
الرموز الثلاثة العليا تدل على حالة العنصر في درجة حرارة الغرفة، بينما يدل الرمز الرابع على العناصر المصنّعة.
الرقم المحاط بقوسين هو العدد الكتلي للنظير الأطول عمرًا للعنصر.
صفوف العناصر الأفقية تسمى دورات. يزداد العدد الذري من اليسار إلى اليمين في كل دورة.
يدل السهم على المكان الذي يجب أن توضع فيه هذه العناصر في الجدول. لقد تم نقلها إلى أسفل الجدول توفيرًا للمكان.
عناصر اللانثانيدات
عناصر الأكتنيدات
Cerium 58 Ce 140.116
Praseodymium 59 Pr 140.908
Neodymium 60 Nd 144.24
Promethium 61 Pm (145)
Samarium 62 Sm 150.36
Thorium 90 Th 232.038
Protactinium 91 Pa 231.036
Uranium 92 U 238.029
Neptunium 93 Np (237)
Plutonium 94 Pu (244)

التعليم
محتقبل البحرين

طبعت بمطبعة أوال لصالح وزارة التربية والتعليم بمملكة البحرين