المملكة العربية السعودية

قـــررت وزارة الـــتعـــليـــم تـــدريس
هـــذا الـكـتـاب وطـبـعـه عـلـى نـفـقـتـها

وزارة التعليم
Ministry of Education

الكيمياء 1-2

التعليم الثانوي - نظام المسارات

السنة الثانية

قام بالتأليف والمراجعة
فريق من المتخصصين

يُوزع مجّاناً ولا يُباع

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

طبعة 1447 - 2025

ⓒ المركز الوطني للمناهج ، ١٤٤٦هـ

المركز الوطني للمناهج
كيمياء ٢-١ - التعليم الثانوي - السنة الثانية- نظام المسارات.
/ المركز الوطني للمناهج - الرياض ، ١٤٤٦ هـ .
٣٢٥ ص ؛ ٢١ X ٢٧,٥ سم

رقم الإيداع : ١٤٤٦/١٦٤٩٢
ردمك : ٩٧٨-٦٠٣-٨٥٣٣-٠٤-٨

حقوق الطبع والنشر محفوظة لوزارة التعليم

www.moe.gov.sa

مواد إثرائية وداعمة على "منصة عين الإثرائية"

ien.edu.sa

أعزاءنا المعلمين والمعلمات، والطلاب والطالبات، وأولياء الأمور، وكل مهتم بالتربية والتعليم:
يسعدنا تواصلكم؛ لتطوير الكتاب المدرسي، ومقترحاتكم محل اهتمامنا.

fb.ien.edu.sa

بسم الله الرحمن الرحيم

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

المقدمة

بِسْمِ اللهِ الرَّحْمنِ الرَّحيمِ

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

يأتي اهتمام المملكة بتطوير المناهج الدراسية وتحديثها من منطلق أحد التزامات رؤية المملكة العربية السعودية **2030** وهو: «إعداد مناهج تعليمية متطورة تركز على الممارسات الأساسية بالإضافة إلى تطوير المواهب وبناء الشخصية»، وذلك من منطلق تطوير التعليم وتحسين مُخرجاته ومواكبة التطورات العالمية على مختلف الصعد.

ويأتي كتاب كيمياء 2 للتعليم الثانوي (نظام المسارات) داعمًا لرؤية المملكة العربية السعودية **(2030)** نحو الاستثمار في التعليم عبر ضمان حصول كل طالب على فرص التعليم الجيد وفق خيارات متنوعة، بحيث يكون الطالب فيها هو محور العملية التعليمية التعلمية.

والكيمياء فرع من العلوم الطبيعية يتعامل مع بنية المادة ومكوناتها وخصائصها النشطة. ولأن المادة هي كل شيء يشغل حيزًا في الفراغ وله كتلة، إذن فالكيمياء تهتم بدراسة كل شيء يحيط بنا، ومن ذلك السوائل التي نشربها، والغازات التي نتنفّسها، والمواد التي يتكون منها جهازنا الخلوي، وطبيعة الأرض تحت أقدامنا. كما تهتم بدراسة جميع التغيرات والتحولات التي تطرأ على المادة. فالنفط الخام يحوّل إلى منتجات نفطية قابلة للاستخدام بطرائق كيميائية، وكذلك تحويل بعض المنتجات النفطية إلى مواد بلاستيكية. والمواد الخام المعدنية يستخلص منها الفلزات التي تستخدم في العديد من الصناعات الدقيقة، وفي صناعة السيارات والطائرات. والأدوية المختلفة تستخلص من مصادر طبيعية ثم تفصل وتركب في مختبرات كيميائية. ويتم في هذه المختبرات تعديل مواصفات هذه الأدوية لتتوافق مع المواصفات الصيدلانية، وتلبي متطلبات الطب الحديث.

وقد تم بناء محتوى كتاب الطالب بطريقة تتيح ممارسة العلم كما يمارسه العلماء، وجاء تنظيم المحتوى بأسلوب مشوق يعكس الفلسفة التي بنيت عليها سلسلة مناهج العلوم من حيث إتاحة الفرص المتعددة للطالب لممارسة الاستقصاء العلمي بمستوياته المختلفة، المبني والموجَّه والمفتوح. فقبل البدء في دراسة محتوى كل فصل من فصول الكتاب، يقوم الطالب بالاطلاع على الفكرة العامة للفصل التي تقدم صورة شاملة عن محتواه. ثم يقوم بتنفيذ أحد أشكال الاستقصاء المبني تحت عنوان التجربة الاستهلالية التي تساعد أيضًا على تكوين النظرة الشاملة عن محتوى الفصل. وتتيح التجربة الاستهلالية في نهايتها ممارسة شكل آخر من أشكال الاستقصاء الموجه من خلال سؤال الاستقصاء المطروح. وتتضمن النشاطات التمهيدية

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

للفصل إعداد مطوية تساعد على تلخيص أبرز الأفكار والمفاهيم التي سيتناولها الفصل. وهناك أشكال أخرى من النشاطات الاستقصائية الأخرى التي يمكن تنفيذها من خلال دراسة المحتوى، ومنها مختبرات تحليل البيانات، أو حل المشكلات، أو التجارب العملية السريعة، أو مختبر الكيمياء في نهاية كل فصل، الذي يتضمن استقصاءً مفتوحًا في نهايته ، بما يُعزز أيضاً مبدأ رؤية **2030** " نتعلم لنعمل " .

وعندما تبدأ دراسة المحتوى تجد في كل قسم ربطًا بين المفردات السابقة والمفردات الجديدة، وفكرة رئيسة خاصة بكل قسم ترتبط مع الفكرة العامة للفصل. وستجد أدوات أخرى تساعدك على فهم المحتوى، منها ربط المحتوى مع واقع الحياة، أو مع العلوم الأخرى، وشرحًا وتفسيرًا للمفردات الجديدة التي تظهر مظللة باللون الأصفر، وتجد أيضًا أمثلة محلولة يليها مسائل تدريبية تعمِّق معرفتك وخبراتك في فهم محتوى الفصل. وتضمّن كل قسم مجموعة من الصور والأشكال والرسوم التوضيحية بدرجة عالية الوضوح تعزز فهمك للمحتوى. وتجد أيضًا مجموعة من الشروح والتفسيرات في هوامش الكتاب، ومنها ما يتعلق بالربط بمحاور رؤية **2030** وأهدافها الاستراتيجية، منها ما يتعلق بالمهن، أو التمييز بين الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع لبعض المفردات، أو إرشادات للتعامل مع المطوية التي تعدها في بداية كل فصل.

وقد وظفت أدوات التقويم الواقعي في مستويات التقويم بأنواعه الثلاثة، التمهيدي والتكويني والختامي؛ إذ يمكن توظيف الصورة الافتتاحية في كل فصل بوصفها تقويمًا تمهيديًّا لتعرّف ما يعرفه الطلاب عن موضوع الفصل، أو من خلال مناقشة الأسئلة المطروحة في التجربة الاستهلالية. ومع التقدم في دراسة كل جزء من المحتوى تجد سؤالاً تحت عنوان «ماذا قرأت؟»، وتجد تقويمًا خاصًّا بكل قسم من أقسام الفصل يتضمن أفكار المحتوى، وأسئلة تعزز فهمك لما تعلمت وما ترغب في تعلمه في الأقسام اللاحقة. وفي نهاية الفصل تجد دليلاً لمراجعة الفصل يتضمَّن تذكيرًا بالفكرة العامة والأفكار الرئيسة والمفردات الخاصة بأقسام الفصل، وخلاصة بالأفكار الرئيسة التي وردت في كل قسم. ثم تجد تقويمًا للفصل في صورة أسئلة متنوعة تهدف إلى إتقان المفاهيم، وحل المسائل، وأسئلة خاصة بالتفكير الناقد، والمراجعة العامة، والمراجعة التراكمية، ومسائل تحدٍّ، وتقويمًا إضافيًّا يتضمن تقويم مهارات الكتابة في الكيمياء، وأسئلة خاصة بالمستندات تتعلق بنتائج بعض التقارير أو البحوث العلمية. وفي نهاية كل فصل تجد اختبارًا مقننًا يهدف إلى تقويم فهمك للموضوعات التي قمت بتعلمها سابقًا.

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

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

قائمة المحتويات

دليل الطالب

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟ 7

الفصل 1

الإلكترونات في الذرات 10

1-1 الضوء وطاقة الكم 12

1-2 نظرية الكم والذرة 22

1-3 التوزيع الإلكتروني 32

الكيمياء والصحة: ملاقط الليزر 39

الفصل 2

الجدول الدوري والتدرج في خواص العناصر .. 48

2-1 تطور الجدول الدوري الحديث 50

2-2 تصنيف العناصر 58

2-3 تدرج خواص العناصر 63

الكيمياء والصحة: العناصر في جسم الإنسان 71

الفصل 3

المركبات الأيونية والفلزات 82

3-1 تكون الأيون 84

3-2 الروابط الأيونية والمركبات الأيونية 88

3-3 صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها 96

3-4 الروابط الفلزية وخواص الفلزات 103

الكيمياء من واقع الحياة: الموضة القاتلة 106

الفصل 4

الروابط التساهمية 116

4-1 الرابطة التساهمية 118

4-2 تسمية الجزيئات 126

4-3 التراكيب الجزيئية 131

4-4 أشكال الجزيئات 140

4-5 الكهروسالبية والقطبية 144

كيف تعمل الأشياء؟ الأقدام اللاصقة 150

الفصل 5

الحسابات الكيميائية 160

5-1 الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية 162

5-2 صيغ الأملاح المائية 172

5-3 المقصود بالحسابات الكيميائية 176

5-4 حسابات المعادلات الكيميائية 181

5-5 المادة المحددة للتفاعل 187

5-6 نسبة المردود المئوية 194

الكيمياء والصحة: محاربة السلالات المقاومة 199

الفصل 6

حالات المادة 216

6-1 الغازات 218

6-2 قوى التجاذب 228

6-3 المواد السائلة والمواد الصلبة 233

6-4 تغيرات الحالة الفيزيائية 243

الكيمياء في واقع الحياة: كيمياء الكاكاو 249

الفصل 7

الغازات 260

7-1 قوانين الغازات 262

7-2 قانون الغاز المثالي 273

7-3 الحسابات المتعلقة بالغازات 281

الكيمياء والصحة: الصحة والضغط 286

الملاحق

دليل العناصر الكيميائية 296

المصطلحات 316

الجدول الدوري للعناصر 324

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟

هذا الكتاب ليس كتابًا أدبيًّا أو رواية خيالية، بل يصف ظواهر ونظريات وقوانين وحقائق علمية، ويربطها بحياة الناس، وتطبيقات تقنية؛ لذا فأنت تقرؤه طلبًا للعلم والمعلومات. وفيما يأتي بعض الأفكار والإرشادات التي تساعدك على قراءته.

قبل أن تقرأ

اقرأ كلًّا من الفكرة العامة والفكرة الرئيسة والتجربة الاستهلالية؛ فهي تزودك بنظرة عامة تمهيدية لهذا الفصل.

لكل فصل فكرة عامة تقدم صورة شاملة عنه. ولكل قسم من أقسام الفصل الفكرة الرئيسة تدعم فكرته العامة.

الفصل 1

الإلكترونات في الذرات
Electrons in Atoms

طيف الامتصاص لنجم منكب الجوزاء

طيف الامتصاص لنجم رجل الجبّار أو الصياد

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 الضوء وطاقة الكم

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

1-2 نظرية الكم والذرة

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

1-3 التوزيع الإلكتروني

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

حقائق كيميائية

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

10

يبدأ كل فصل بتجربة استهلالية تقدم المادة التي يتناولها. نفذ التجربة الاستهلالية، لتكتشف المفاهيم التي سيتناولها الفصل.

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

كيف تعرف ما بداخل الذرة؟

إذا أُهدي إليك هديّة في علبة بمناسبة نجاحك، وحاولت أنّ تتوقع الهدية دون فتحها. فإنّ ما قمت به يشبه ما قام به الكيميائيون الأوائل لتحديد تركيب الذرة.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. احصل على صندوق مغلف من المعلم.
3. حاول أن تعرف ما بداخل الصندوق بكل طريقة ممكنة، دون إزالة الغلاف عن 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 آخر يوضّح الصعوبات المرتبطة مع دراسة مكونات الذرة.

المطويات منظمات الأفكار

التوزيع الإلكتروني

اعمل مطوية تساعدك على تلخيص القواعد الثلاث التي تحدد ترتيب الإلكترونات في الذرة.

خطوة 1 اثنِ ورقة عند منتصفها طوليًّا، على أن تكون الحافة الخلفية أطول من الحافة الأمامية 2 cm تقريبًا.

خطوة 2 اطوِ الورقة لتشكّل ثلاثة أجزاء متساوية.

خطوة 3 افتح الورقة على أن تعود إلى الوضع السابق، ثم قصّ الجزء الأمامي عند موضع الثني لكي تحصل على 3 أجزاء.

خطوة 4 عنون الأجزاء الثلاثة على النحو الآتي: مبدأ أوفباو، مبدأ باولي، قاعدة هوند.

المطويات استخدم هذه المطوية في القسم 3–2، ولخص كل قاعدة تحت التبويب المناسب لها في أثناء قراءتك لهذا القسم.

11

لتحصل على رؤية عامة عن الفصل

- اقرأ عنوان الفصل لتتعرّف موضوعاته.
- تصفّح الصور والرسوم والتعليقات والجداول.
- ابحث عن المفردات البارزة والمظللة باللون الأصفر.
- اعمل مخططًا للفصل باستخدام العناوين الرئيسة والعناوين الفرعية.

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟

عندما تقرأ

ستجد في كل قسم أداة تعمِّق فهمك للموضوعات التي ستدرسها، وأدوات أخرى لاختبار مدى استيعابك لها.

1–1

الأهداف

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

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

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

رابط الدرس الرقمي
www.ien.edu.sa

الضوء وطاقة الكم
Light and Quantized Energy

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

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

الذرة والأسئلة التي تحتاج إلى إجابات
The Atom and Unanswered Questions

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

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

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

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

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

الربط مع الحياة: يصف ارتباط المحتوى مع الواقع.

الأمثلة المحلولة تنقلك تدريجيًّا إلى حل مسائل في الكيمياء. عزّز المهارات التي اكتسبتها بحل التدريبات.

مثال 1-1

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

1 تحليل المسألة

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

المعطيات

$f = 3.44 \times 10^9$ Hz

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

المطلوب

$\lambda = ?$ m

2 حساب المطلوب

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

اكتب معادلة معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda f$$

حل لإيجاد λ

$$\lambda = c / f$$

عوض قيم $\upsilon = 3.44 \times 10^9$ Hz ، و $c = 3.00 \times 10^8$ m/s

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

لاحظ أن الهرتز يساوي 1/s أو s^{-1}

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

اقسم الأرقام والوحدات

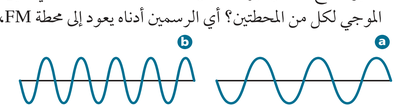
$$\lambda = 8.72 \times 10^{-2} \text{ m}$$

3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

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



مهارات قرائية

- اسأل نفسك: ما الفكرة العامة؟ وما الفكرة الرئيسة؟
- اربط المعلومات التي درستها في هذا الكتاب مع المجالات العلمية الأخرى.
- توقع أحداثًا ونتائج من خلال توظيف المعلومات التي تعرفها من قبل.
- غيّر توقعاتك وأنت تقرأ وتجمع معلومات جديدة.

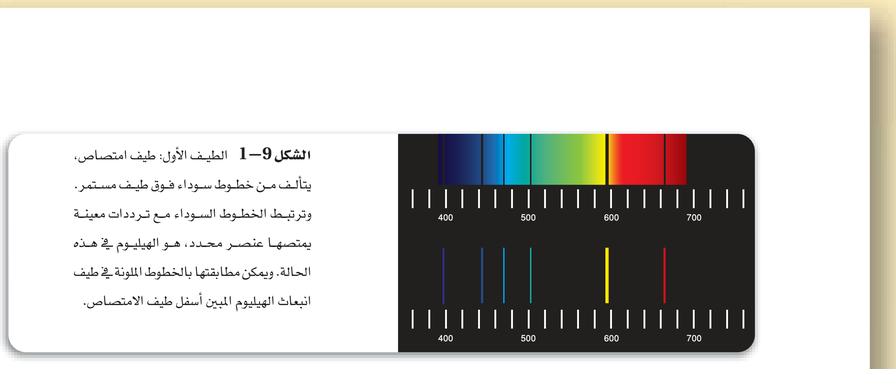
وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

كيف تستفيد من كتاب الكيمياء؟

بعدما قرأت

اقرأ الخلاصة، وأجب عن الأسئلة لتقويم مدى فهمك لما درسته.

يختتم كل قسم بتقويم يحتوي على خلاصة وأسئلة. الخلاصة تراجع المفاهيم الرئيسة، بينما تختبر الأسئلة فهمك لما درسته.



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

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

تجربة عملية

اختبار اللهب

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

التقويم 1-1

الخلاصة

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

8. الفكرة الرئيسة **قارن** بين الطبيعة الموجية والطبيعة المادية للضوء.
9. **صف** الظاهرة التي يمكن أن تُفسَّر بواسطة النموذج المادي للضوء فقط.
10. **قارن** بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث.
11. **قوّم** استعمل نظرية بلانك لمعرفة كمية الطاقة التي تكتسبها المادة أو تفقدها.
12. **ناقش** الطريقة التي استخدم فيها أينشتاين مفهوم الكم عند بلانك لتوضيح التأثير الكهروضوئي.
13. **تفسير الرسوم العلمية**. استعن **بالشكل 5–1** وما تعرفه عن الإشعاع الكهرومغناطيسي للمقابلة بين القائمتين الآتيتين.

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

ستجد في نهاية كل فصل دليلاً للمراجعة متضمنًا المفردات والمفاهيم الرئيسة. استعمل هذا الدليل للمراجعة وللتأكد من مدى استيعابك.

طرائق أخرى للمراجعة

- اكتب الفكرة العامة.
- اربط الفكرة الرئيسة مع الفكرة العامة
- استعمل كلماتك الخاصة لتوضح ما قرأت.
- وظف المعلومات التي تعلمتها في المنزل، أو في موضوعات أخرى تدرسها.
- حدد المصادر التي يمكن أن تستخدمها للبحث عن مزيد من المعلومات حول الموضوع.

الفصل 1 دليل مراجعة الفصل

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 الضَّوءُ وطاقَةُ الكَم

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

المُفْرَدات

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

المفاهيم الرئيسة

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

1-2 نظريَّةُ الكم والذَّرَّة

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

المفردات

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

المفاهيم الرئيسة

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

1-3 التوزيع الإلكتروني

الفكرة الرئيسة يحدّد التوزيع الإلكتروني في الذرة باستخدام ثلاث قواعد.

المفردات

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

المفاهيم الرئيسة

- يُسمّى ترتيب الإلكترونات في الذرة التوزيع الإلكتروني للذرة.
- يحدّد التوزيع الإلكتروني بالاعتماد على مبدأ أوفباو، ومبدأ باولي، وقاعدة هوند.
- تحدّد إلكترونات التكافؤ الخواص الكيميائية للعنصر.
- يمكن تمثيل التوزيع الإلكتروني باستخدام رسم مربعات المستويات، والترميز الإلكتروني، وترميز الغاز النبيل.

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

أفصل 1

الإلكترونات في الذرات
Electrons in Atoms

الفكرة العامة لإلكترونات ذرات كل عنصر ترتيب خاص.

1-1 الضوء وطاقة الكم

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

1-2 نظرية الكم والذرة

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

1-3 التوزيع الإلكتروني

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

حقائق كيميائية

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

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

نشاطات تمهيدية

تجربة استهلالية

كيف تعرف ما بداخل الذرة؟

إذا أُهدي إليك هديّة في علبة بمناسبة نجاحك، وحاولت أنّ تتوقع الهدية دون فتحها. فإنّ ما قمت به يشبه ما قام به الكيميائيون الأوائل لتحديد تركيب الذرة.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. احصل على صندوق مغلف من المعلم.
3. حاول أن تعرف ما بداخل الصندوق بكل طريقة ممكنة، دون إزالة الغلاف عن الصندوق أو فتحه.
4. سجل ملاحظاتك خلال عملية الاستكشاف هذه.

تحليل النتائج

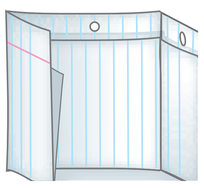
1. **صف** كيف تمكنت من تحديد صفات الجسم الموجود داخل الصندوق، ومنها حجمه وشكله ومكوناته؟
2. **حدّد** الحواس التي استخدمتها في ملاحظاتك.
3. **ناقش** لماذا يصعب تحديد نوع الجسم الموجود داخل الصندوق دون فتحه؟

استقصاء بعد قراءتك لهذا الفصل، صمّم استقصاءً آخر يوضِّح الصعوبات المرتبطة مع دراسة مكونات الذرة.

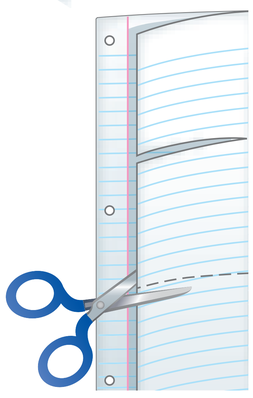
المطويات
منظمات الأفكار

التوزيع الإلكتروني
اعمل مطوية تساعدك على تلخيص القواعد الثلاث التي تحدد ترتيب الإلكترونات في الذرة.

خطوة 1 اثنِ ورقة عند منتصفها طوليًّا، على أن تكون الحافة الخلفية أطول من الحافة الأمامية 2 cm تقريبًا.



خطوة 2 اطوِ الورقة لتشكّل ثلاثة أجزاء متساوية.



خطوة 3 افتح الورقة على أن تعود إلى الوضع السابق، ثم قصّ الجزء الأمامي عند موضع الثني لكي تحصل على 3 أجزاء.

خطوة 4 عنون الأجزاء الثلاثة على النحو الآتي: مبدأ أوفباو، مبدأ باولي، قاعدة هوند.

المطويات **استخدم هذه المطوية في القسم 3–1**، ولخص كل قاعدة تحت التبويب المناسب لها في أثناء قراءتك لهذا القسم.

وزارة التعليم
Ministry of Education
2025 - 1447

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

1–1

الأهداف

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

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

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

الضوء وطاقة الكم
Light and Quantized Energy

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

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

الذرة والأسئلة التي تحتاج إلى إجابات
The Atom and Unanswered Questions

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

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

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

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

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

الطبيعة الموجية للضوء The Wave Nature of Light

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

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

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

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

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

$1Hz = 1x10^{-3}KHz$

$1Hz = 1x10^{-6}MHz$

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

تنتقل الموجات الكهرومغناطيسية - ومنها الضوء المرئي - بسرعة ثابتة 3.00×10^8 m /s في الفراغ، وتعرف المســـافات التى تقطعها الموجة في الثانية الواحدة أثناء انتشارها بـ **سرعة الموجة**، يرمز لسرعة الضوء بالرمز c، وهي تساوي حاصل ضرب الطول الموجي (λ) للضوء في تردده (f).

معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

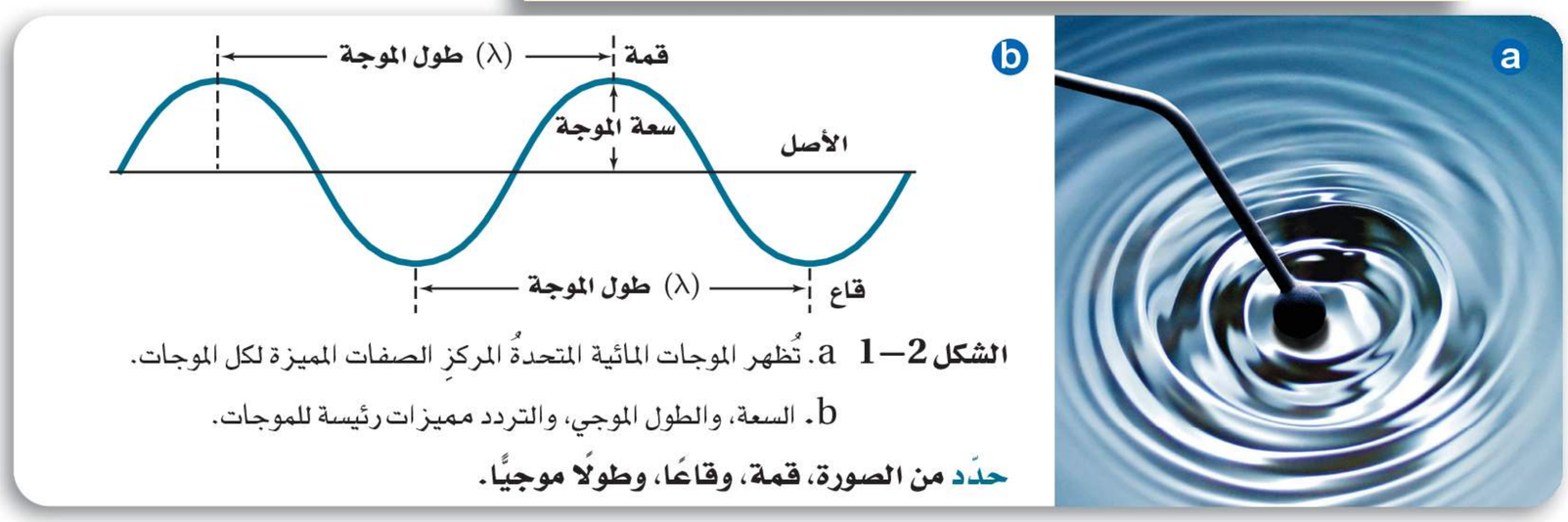
$$c = \lambda f$$

حيث، c سرعة الضوء في الفراغ.

λ الطول الموجي.

f التردد.

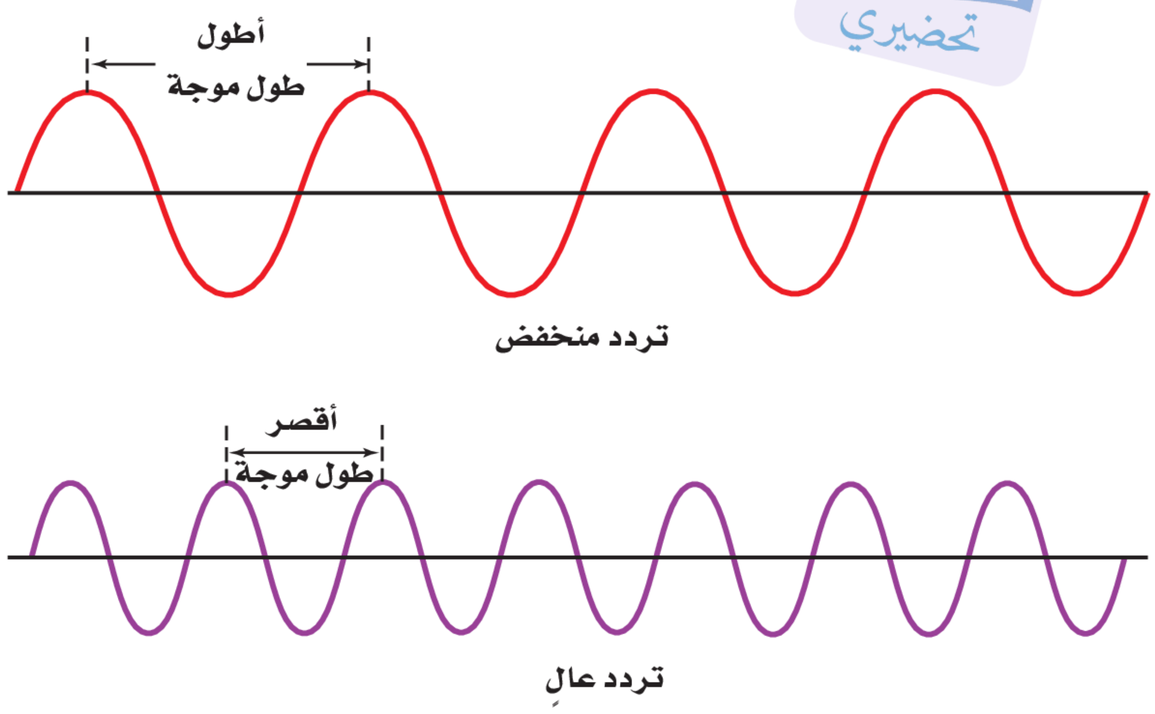
سرعة الضوء في الفراغ تساوي حاصل ضرب التردد في الطول الموجي.



الشكل 2-1 a. تُظهر الموجات المائية المتحدةُ المركزِ الصفات المميزة لكل الموجات.

b. السعة، والطول الموجي، والتردد مميزات رئيسة للموجات.

حدّد من الصورة، قمة، وقاعًا، وطولًا موجيًّا.



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

استنتج هل يؤثر التردد والطول الموجي في سعة الموجة؟

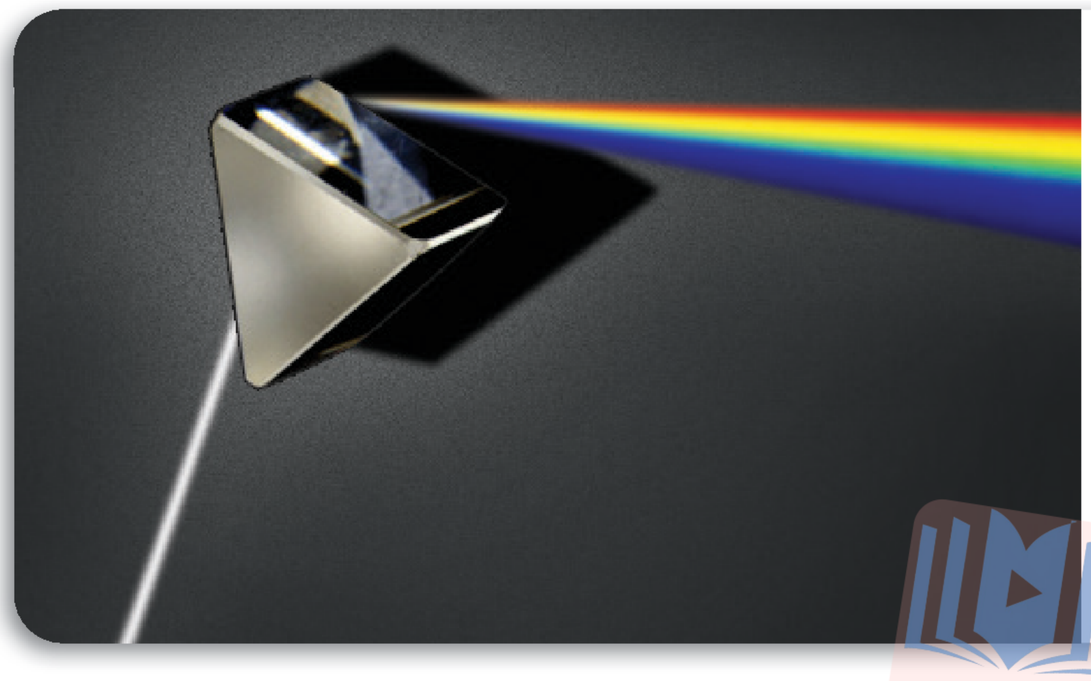
لا، سرعة الموجة الكهرومغناطيسية في الفراغ ثابتة (c). يتغير الطول الموجي والتردد بعلاقة عكسية للحفاظ على ثبات السرعة.

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

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

مهن في الكيمياء

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



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

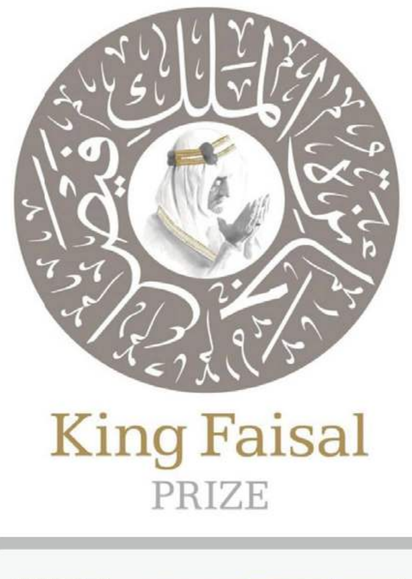
تحضيري

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

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

ماذا قرأت؟ اذكر العلاقة بين طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي وتردده.

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



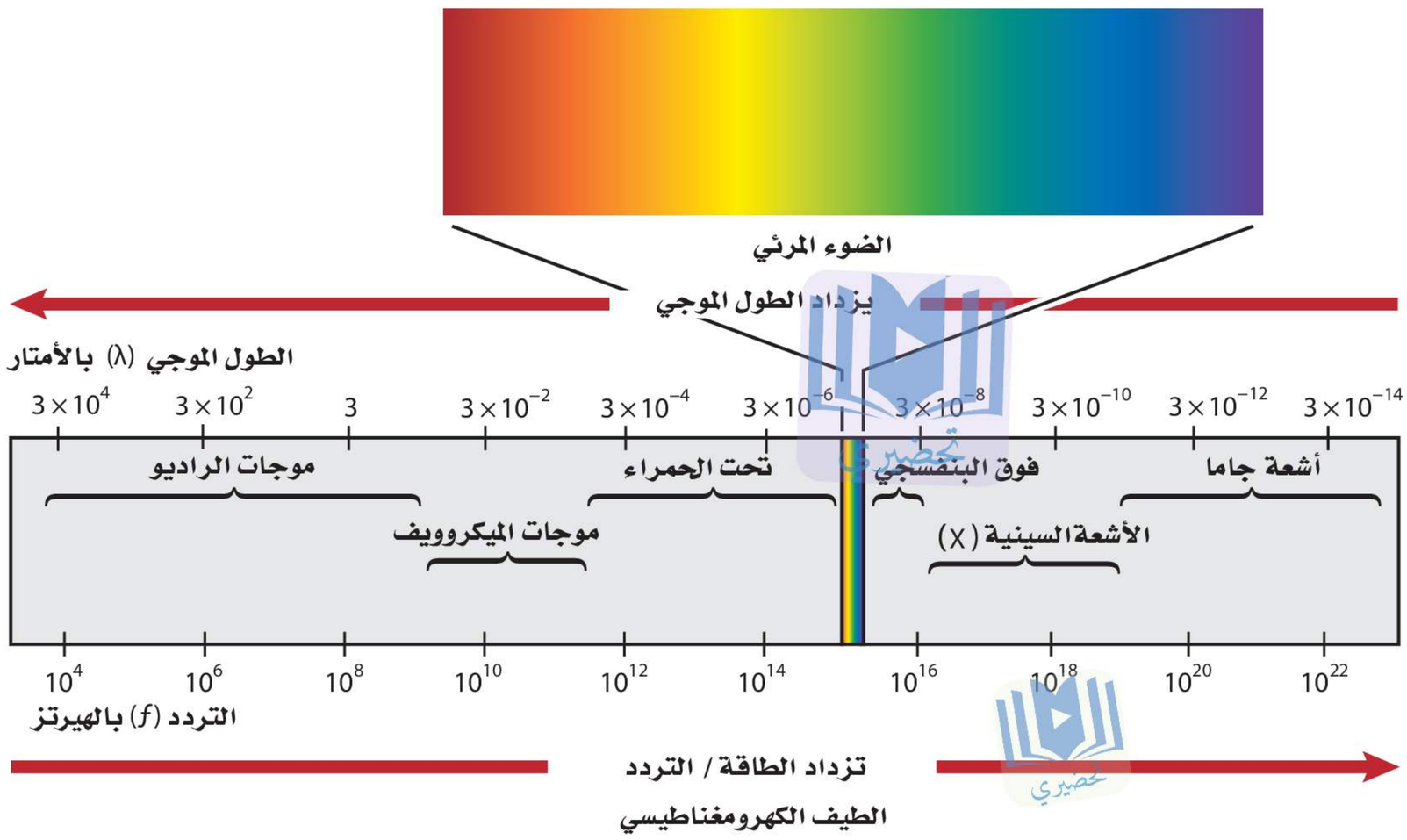
مُنح البروفيسور مصطفى عمرو السيد جائزة الملك فيصل / فرع العلوم عام 1410هـ لأنه برع وكان من ألمع الكيميائيين الفيزيائيين المعاصرين، وله بحوث وضعته في الصَّف الأول من العاملين بالدراسات الطيفية.

ومن الممكن أن تؤدي دراساته في مجال الطاقة الضوئية إلى نتائج عملية مفيدة للإنسان في مجال الاستفادة من الطاقة الشمسية.

ولقد سُميَت بعض قواعد التفاعلات التي اكتشفها باسمه، فيقال عنها قواعد السيد.

* المصدر: موقع جائزة الملك فيصل/ فرع العلوم
http://kingfaisalprize.org/ar/science/

الشـكل 5–1 يشـمل الطيف الكهرومغناطيسي مدى واسعًا من الترددات، ويشـكّل جزء الطيف المرئي منه حيزًا ضيقًا جدًّا. وكلما زادت الطاقة والتردد، قل الطول الموجي.



العلاقة بين طاقة الإشعاع الكهرومغناطيسي وتردده هي علاقة طردية؛ فكلما زاد التردد، زادت طاقة الإشعاع.

مثال 1-1

حساب الطول الموجي لموجة كهرومغناطيسية تستخدم موجات الميكروويف في طهي الطعام، ونقل المعلومات. فما الطول الموجي لموجات الميكروويف التي ترددها $3.44 \times 10^{9}\ \text{Hz}$؟

1 تحليل المسألة

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

المعطيات

$f = 3.44 \times 10^{9}\ \text{Hz}$

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

المطلوب

$\lambda = ?\ \text{m}$

2 حساب المطلوب

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

اكتب معادلة معدل سرعة الموجة الكهرومغناطيسية

$$c = \lambda f$$

حل لإيجاد λ

$$\lambda = c / f$$

عوض قيم $c = 3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s}$، و $v = 3.44 \times 10^{9}\ \text{Hz}$

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

اقسم الأرقام والوحدات

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

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

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

3 تقويم الإجابة

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

1. التردد (v) = $6.12 \times 10^{14}\ \text{Hz}$ = $(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s}) / (4.90 \times 10^{-7}\ \text{m})$ = c / λ

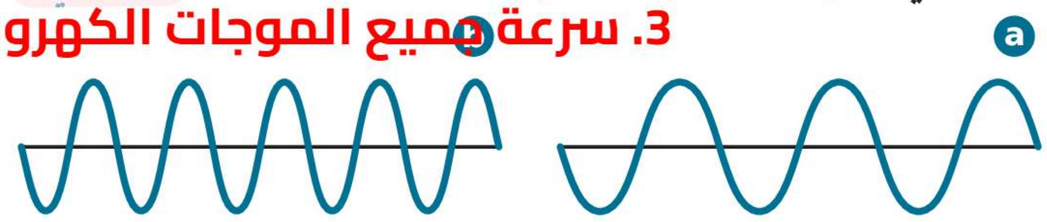
مسائل تدريبية

1. تحصل الأجسام على ألوانها من خلال عكسها أطوالاً موجية معينة عندما يصطدم بها اللون الأبيض. فإذا كان الطول الموجي للضوء المنعكس من ورقة خضراء يساوي $4.90 \times 10^{-7}\ \text{m}$. فما تردد موجة هذا الضوء؟
2. يمكن للأشعة السينية أن تخترق أنسجة الجسم وتستعمل على نطاق واسع لتشخيص اضطرابات أجهزة الجسم الداخلية ومعالجتها. ما تردد أشعة سينية طولها الموجي $1.15 \times 10^{-10}\ \text{m}$؟

2. التردد (v) = $2.61 \times 10^{18}\ \text{Hz}$ = $(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s}) / (1.15 \times 10^{-10}\ \text{m})$ = c / λ

3. بعد تحليل دقيق، وجد أن تردد موجة كهرومغناطيسية يساوي $7.8 \times 10^{2}\ \text{Hz}$. ما سرعة هذه الموجة؟
4. **تحفيز:** تذيع محطة راديو FM بتردد مقداره 94.7 MHz، في حين تذيع محطة AM بتردد مقداره 820 KHz. ما الطول الموجي لكل من المحطتين؟ أي الرسمين أدناه يعود إلى محطة FM، وأيها يعود إلى محطة AM؟

3. سرعة جميع الموجات الكهرومغناطيسية في الفراغ ثابتة وتساوي سرعة الضوء، c = $3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s}$.



4. الطول الموجي لـ FM: λ = c/v = $(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s}) / (94.7 \times 10^{6}\ \text{Hz})$ = 3.17 m. الطول الموجي لـ AM: λ = c/v = $(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s}) / (820 \times 10^{3}\ \text{Hz})$ = 366 m. الرسم (a) ذو الطول الموجي الأطول يمثل AM، والرسم (b) ذو الطول الموجي الأقصر يمثل FM.

تحضيري

الطبيعة المادية للضوء The Particle Nature of Light

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

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

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

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

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

عند تسخين الأجسام، فإنها تبعث ضوءًا. ومع زيادة درجة الحرارة، تزداد طاقة الإشعاع المنبعث وتردده، مما يؤدي إلى تغير لونه من الأحمر (الأقل طاقة) إلى ألوان ذات طاقة أعلى.

المفردات

المفردات الأكاديمية

الظاهرة حقيقة أو حدث قابل للملاحظة.

خلال العواصف المطرية، تمر عادة التيارات الكهربائية من الغيوم إلى الأرض أو بين الغيوم نفسها – وهذه ظاهرة تُدعى البرق.

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

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

طاقة الكم

$$E_{quantum} = h f$$

حيث E طاقة الكم

h ثابت بلانك

f التردد

طاقة الكم تساوي حاصل ضرب ثابت بلانك في تردد الضوء.

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

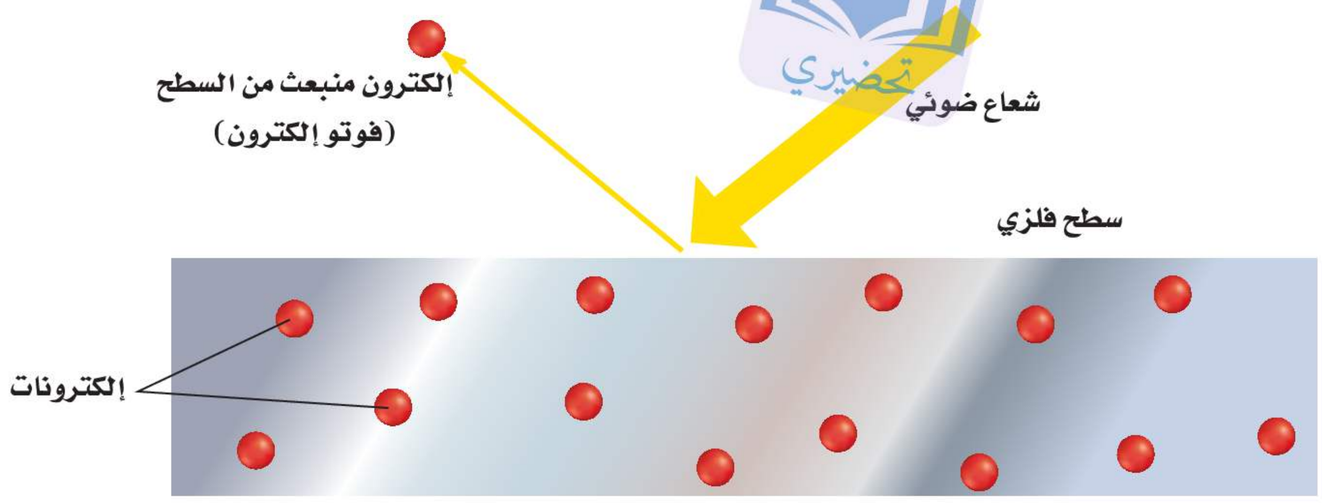
واعتمادًا على نظرية بلانك لكل تردد معين، فإن المادة تشع أو تمتص طاقة بمضاعفات صحيحة لقيم hf، مثل $1hf$، $2hf$، $3hf$ وما إلى ذلك. وتشبه هذه العملية بناء طفل لجدار من المكعبات الخشبية. إذ يستطيع الطفل أن يزيد أو ينقص من ارتفاع الجدار، بوضع أو إزالة عدد من المكعبات. وبالمثل تمتلك المادة مقادير محددة وثابتة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

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

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

ماذا قرأت؟ **صف** التأثير الكهروضوئي.

التأثير الكهروضوئي هو ظاهرة انبعاث الإلكترونات (الفوتوإلكترونات) من سطح فلز عندما يسقط عليه ضوء بتردد يساوي أو يفوق ترددًا معينًا يسمى تردد العتبة.



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

الكيمياء في واقع الحياة

الطاقة الشمسية

الخلايا الكهروضوئية تستعمل الخلايا الكهروضوئية التأثير الكهروضوئي في تحويل الطاقة الضوئية إلى طاقة كهربائية.

تحضيري

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

طاقة الفوتون

$$E_{photon} = h f$$

حيث E طاقة الفوتون

h ثابت بلانك

f التردد

طاقة الفوتون تساوي حاصل ضرب ثابت بلانك في تردد الضوء.

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

مثال 2-1

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

1 تحليل المسألة

المعطيات

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

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

المطلوب

$E_{photon} = ?\ J$

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة طاقة الفوتون

$E_{photon} = h f$

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

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

قم بضرب الأرقام والوحدات ثم اقسمها

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

3 تقويم الإجابة

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

مسائل تدريبية

5. احسب طاقة الفوتون الواحد في كل من الإشعاعات الكهرومغناطيسية الآتية:
   a. $6.32 \times 10^{20}\ s^{-1}$ b. $9.50 \times 10^{13}\ Hz$ c. $1.05 \times 10^{16}\ s^{-1}$
6. تُستخدم موجات الميكروويف التي طولها الموجي $0.125\ m$ لتسخين الطعام. ما طاقة فوتون واحد من إشعاع الميكروويف؟
7. **تحفيز** يدخل مركب كلوريد النحاس الأحادي في صناعة الألعاب النارية، فعندما يُسخَّن إلى درجة حرارة $1500\ K$ تقريبًا، يشع لونًا أزرق ذا طول موجي $4.50 \times 10^{2}\ nm$. ما طاقة فوتون واحد في هذا الضوء؟

6. $E = hv = (6.626 \times 10^{-34}\ J{\cdot}s) \times (2.45 \times 10^{9}\ Hz) = 1.62 \times 10^{-24}\ J$

7. نحول الطول الموجي إلى متر: $\lambda = 4.50 \times 10^{2}\ nm = 450 \times 10^{-9}\ m$. ثم نحسب الطاقة: $E = hc/\lambda = (6.626 \times 10^{-34}\ J{\cdot}s \times 3.00 \times 10^{8}\ m/s) / (450 \times 10^{-9}\ m) = 4.42 \times 10^{-19}\ J$

طيف الانبعاث الذري
Atomic Emission Spectra

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

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

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

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

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

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

ماذا قرأت: ينتج طيف الانبعاث عندما تعود الإلكترونات المثارة في ذرات العنصر إلى حالتها المستقرة، فتطلق فوتونات ذات طاقات وترددات محددة، تظهر كخطوط منفصلة ومميزة للعنصر.

تجربة

تحديد ماهية المركبات

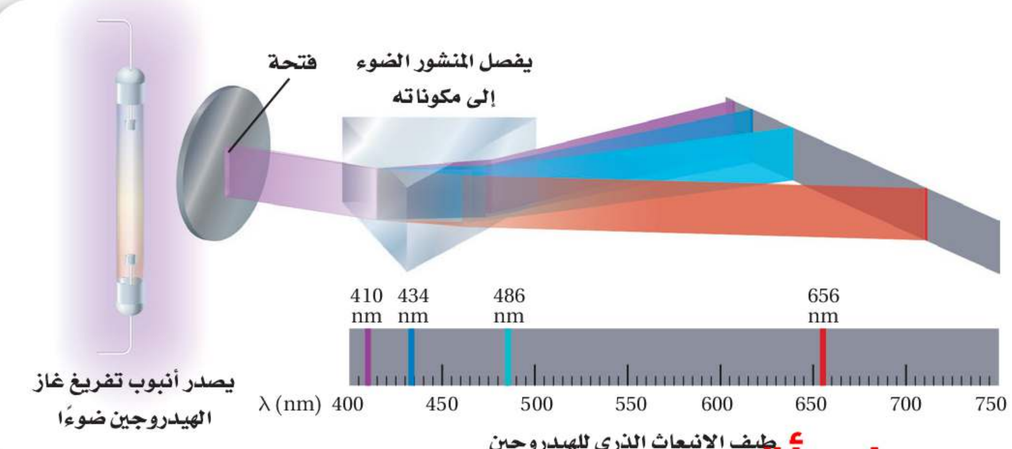
كيف يختلف لون اللهب باختلاف العناصر؟

خطوات العمل

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

التحليل

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



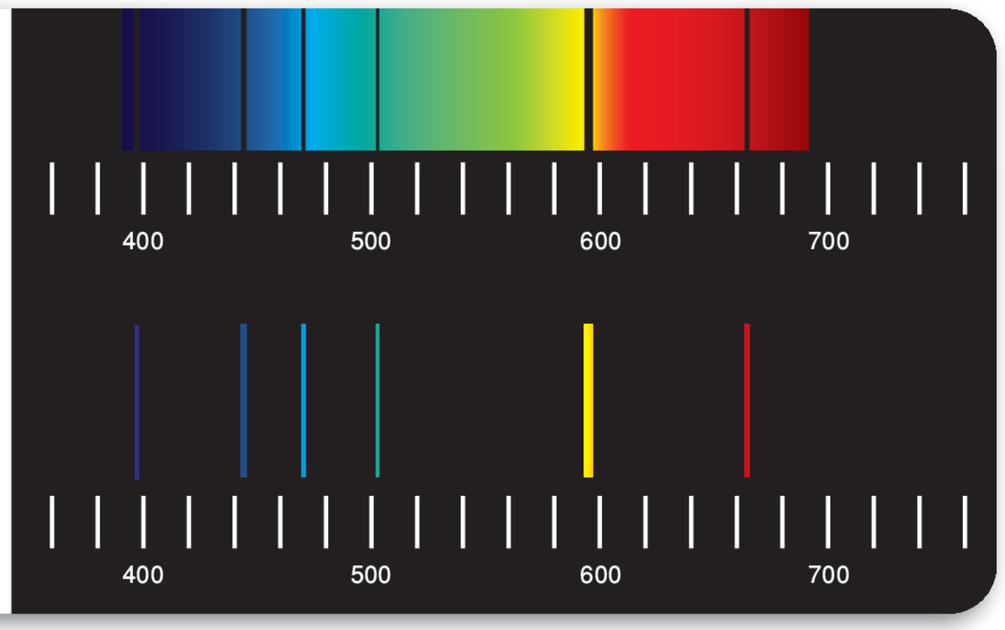
الشكل 8–1 يمكن فصل اللون الأرجواني المنبعث من الهيدروجين إلى مكوناته المختلفة باستخدام المنشور. يتكون طيف الانبعاث الذري للهيدروجين من أربعة خطوط بأطوال موجية مختلفة.

حدّد أي خط له أعلى طاقة؟

الخط ذو أقصر طول موجي (الخط البنفسجي في أقصى اليسار) له أعلى تردد، وبالتالي أعلى طاقة.

9. التأثير الكهروضوئي، الذي لا يمكن تفسيره إلا بالنموذج المادي (الجسيمي) للضوء، حيث يتطلب انبعاث الإلكترون امتصاص فوتون بطاقة كافية.

10. الطيف المستمر يحتوي على جميع ألوان الضوء متصلة، بينما طيف الانبعاث يحتوي على خطوط منفصلة من الضوء بألوان محددة ومميزة للعنصر.



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

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

تجربة عملية

اختبار اللهب

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

11. وفقًا لنظرية بلانك، تكتسب المادة أو تفقدها الطاقة على شكل كميات محددة (كمات) تتناسب طاقتها طرديًا مع ترددها (E = hv).

التقويم 1-1

الخلاصة

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

8. **الفكرة الرئيسة** قارن بين الطبيعة الموجية والطبيعة المادية للضوء.
9. صف الظاهرة التي يمكن أن تُفسَّر بواسطة النموذج المادي للضوء فقط.
10. قارن بين الطيف المستمر وطيف الانبعاث.
11. قوّم استعمل نظرية بلانك لمعرفة كمية الطاقة التي تكتسبها المادة أو تفقدها.
12. ناقش الطريقة التي استخدم فيها أينشتاين مفهوم الكم عند بلانك لتوضيح التأثير الكهروضوئي.
13. **تفسير الرسوم العلمية**. استعن **بالشكل 5–1** وما تعرفه عن الإشعاع الكهرومغناطيسي للمقابلة بين القائمتين الآتيتين.

1. أطول طول موجي
2. أعلى تردد
3. أعلى طاقة

a. إشعاع جاما
b. موجة تحت الحمراء
c. موجات الراديو

13. 1. أعلى طول موجي: c. موجات الراديو. 2. أعلى تردد: a. إشعاع جاما. 3. أعلى طاقة: a. إشعاع جاما.

12. استخدم أينشتاين مفهوم الكم لوصف الضوء كجسيمات (فوتونات) لها طاقة محددة. وشرح أن التأثير الكهروضوئي يحدث فقط عندما يمتلك الفوتون الساقط طاقة كافية (تردد عتبة) لتحرير إلكترون.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

2–1 نظرية الكم والذرة

Quantum Theory and the Atom

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

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

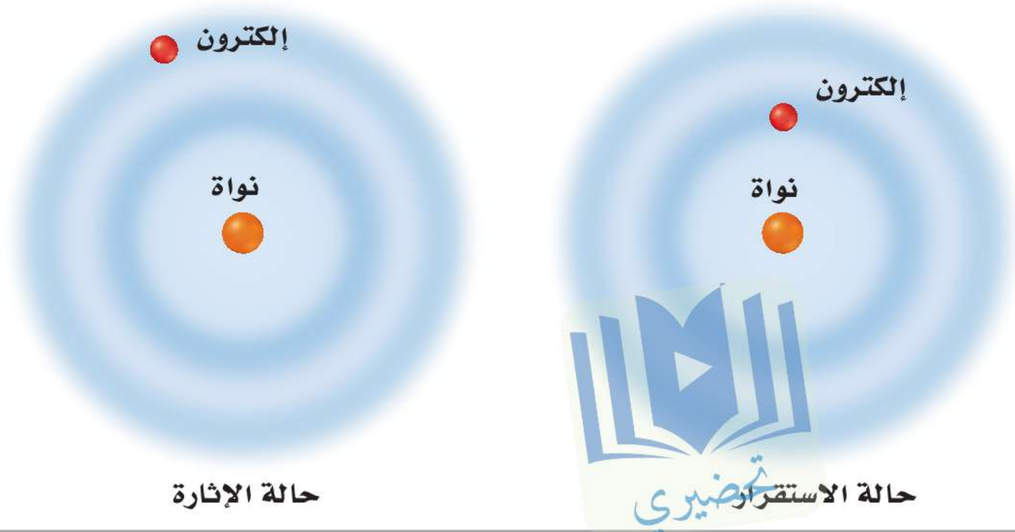
نموذج بور للذرة Bohr's Model of the Atom

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

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

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

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



الأهداف

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

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

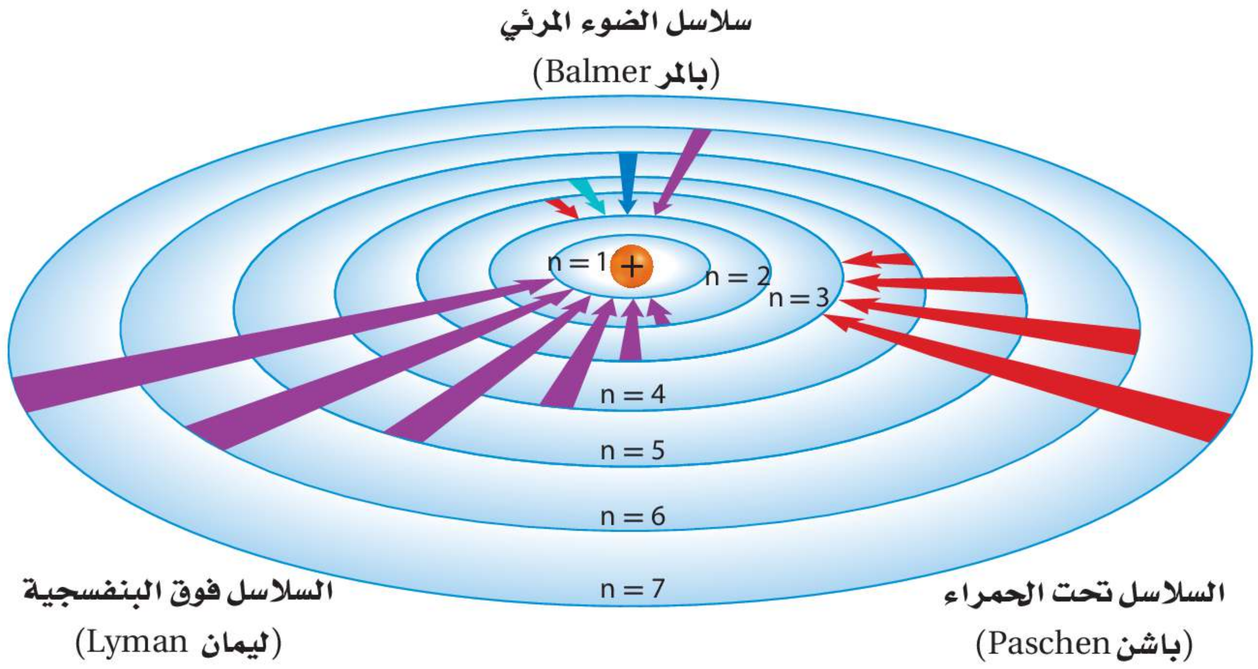
حالة الاستقرار
حالة الإثارة
العدد الكمي
مبدأ الشك لهايزنبرج
النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
المستوى
العدد الكمي الرئيس
مستوى الطاقة الرئيس
مستوى الطاقة الثانوي

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

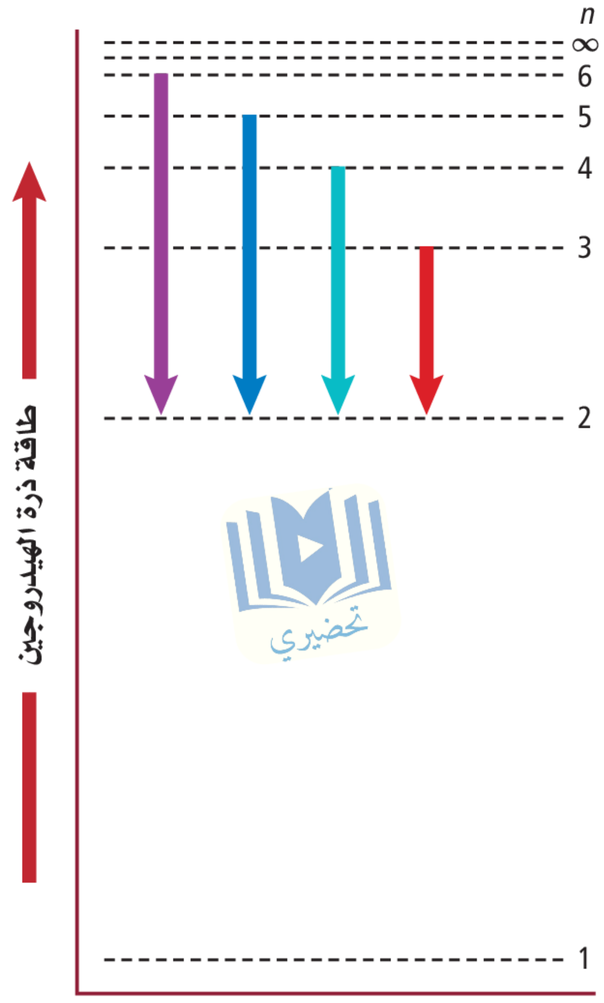
خصص بور لكل مدار عددًا صحيحًا (n)، أطلق عليه اســم **العدد الكمي** من أجل استكمال حساباته. كما قام بحساب أنصاف أقطار المدارات. وكان نصف قطر المدار الأول n=1 مساويًا 0.0529 nm ، ونصف قطر المدار الثاني n=2 مساويًا 0.212 nm، ويلخص الجدول 1-1 معلومات إضافية وصف بها العالم بور المدارات المسموح بها ومستويات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

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

فرق الطاقة = طاقة المستوى الأعلى – طاقة المستوى الأدنى = طاقة الفوتون = hf



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



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

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

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

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

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

ماذا قرأت؟ :ينتج عن سلوك الإلكترون ألوان مختلفة للضوء لأن الإلكترون عندما يمتص طاقة ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى، وعندما يعود إلى مستوى طاقة أدنى يطلق فوتوناً ذا طاقة محددة (تردد محدد). بما أن هناك العديد من الانتقالات الممكنة، فإنه يتم إطلاق فوتونات ذات طاقات (ألوان) مختلفة.

النموذج الميكانيكي الكمي للذرة
The Quantum Mechanical Model of the Atom

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

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

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

$$\lambda = h/m.v$$

λ تمثل طول الموجة — m تمثل كتلة الجسيمات

h ثابت بلانك — v تمثل السرعة

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

تجربة عملية

نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

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 $n = n_f$.

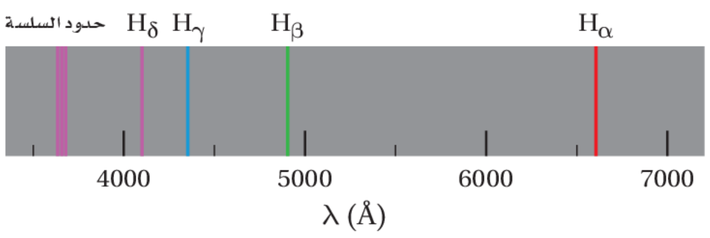
التحليل

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 الآتية التي يمثل فيها القيمة:

$1.09678 \times 10^7\ m^{-1}$ ثابت ريدبرج.

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

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



التفكير الناقد

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

a. $n_i = 3; n_f = 2$ — **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 (A°) يساوي 10^{-10} m.

3. **طبق** معادلة $E = hc/\lambda$ لتحديد طاقة الكم لكل انتقال في السؤال 1.

1. حسب الأطوال الموجية المعطاة في المسألة:
a. n=3 إلى n=2: 656.2 nm
b. n=4 إلى n=2: 486.1 nm
c. n=5 إلى n=2: 434.0 nm
d. n=6 إلى n=2: 410.1 nm

2. نعم، تتوافق القيم المحسوبة مع القيم التجريبية المعطاة في قسم التحليل بشكل جيد. وهذا يدل على أن القياسات دقيقة جدًا، وأن نموذج بور كان ناجحًا في التنبؤ بخطوط الطيف المرئي لذرة الهيدروجين.

3. بتطبيق المعادلة $E = hc/\lambda$ (حيث $c = 3.00\times10^8$ m/s g $h = 6.626\times10^{-34}$ J.s) تكون طاقة الكم كالتالي:
a. 3.03×10^{-19} J
b. 4.09×10^{-19} J
c. 4.58×10^{-19} J
d. 4.85×10^{-19} J

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

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

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

ماذا قرأت؟ وضّح مبدأ هايزنبرج للشك.

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

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

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

فسر لماذا تتغير طاقة الفوتون؟

عندما يصطدم الفوتون بالإلكترون، فإنه ينقل جزءًا من طاقته إليه، مما يؤدي إلى انخفاض طاقة الفوتون وتردده.

ماذا قرأت :ينص مبدأ الشك لهايزنبرج على أنه من المستحيل أساسًا معرفة كل من سرعة جسيم ومكانه في الوقت نفسه بدقة.

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

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

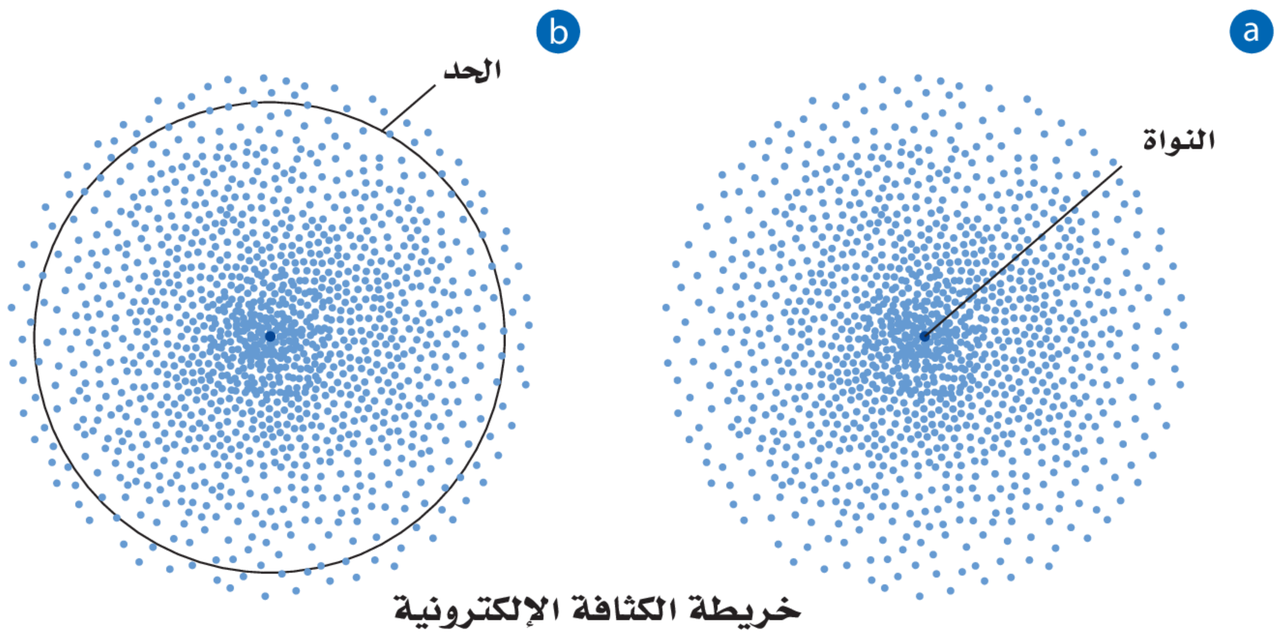
أعتـــبر كل حل لمعادلة شرودنجر يمثل دالة موجيـــة، ترتبط مع احتمال وجود الإلكترون ضمن حجم معين من الفراغ حول النواة. تذكّر من خلال دراستك للرياضيات أن حادثة ما ذات احتمال عالٍ تكون أكثر قابلية للحدوث من الحادثة ذات الاحتمال المنخفض.

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

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

ماذا قرأت :نموذج بور يصف الإلكترونات في مدارات دائرية محددة حول النواة. بينما النموذج الميكانيكي الكمي يعامل الإلكترونات على أنها موجات ويصف المنطقة ثلاثية الأبعاد ذات الاحتمالية العالية لوجود الإلكترون فيها (السحابة الإلكترونية أو المستوى).

ماذا قرأت :توجد الإلكترونات في مستويات ذرية حول النواة، وهي مناطق ثلاثية الأبعاد تصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون. تُمثل هذه المستويات كسحابة إلكترونية تكون كثافتها أعلى حيث تكون احتمالية وجود الإلكترون أكبر.



خريطة الكثافة الإلكترونية
(السحابة الإلكترونية)

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

مستويات ذرة الهيدروجين Hydrogen's Atomic Orbitals

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

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

مستويات الطاقة الثانوية تحتوي مستويات الطاقة الرئيسة على **مستويات ثانوية**. ويتألف مستوى الطاقة الرئيس 1 من مستوى ثانوي واحد، ومستوى الطاقة الرئيس 2 من مستويين ثانويين للطاقة، ومستوى الطاقة الرئيس 3 من ثلاثة مستويات ثانوية، ومستوى الطاقة الرئيس 4 من أربعة مستويات ثانوية، أما مستويات الطاقة الرئيسة (5–7) من أربعة مستويات ثانوية كالمستوى الرئيس الرابع. ولمعرفة العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسة والمستويات الثانوية بطريقة أفضل، انظر إلى **الشكل 15–1**. فكلما ارتفعت إلى أعلى تحتوي الصفوف على مقاعد أكثر. وكذلك يتزايد عدد المستويات الثانوية للطاقة في مستوى الطاقة الرئيس عندما تزداد قيمة n.

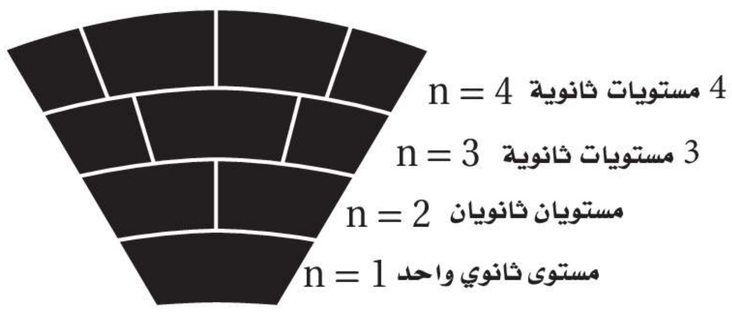
الجدول 2-1 مستويات الطاقة الرئيسة

مستوى الطاقة الرئيس	عدد الكم
K	1
L	2
M	3
N	4
O	5
P	6
Q	7

الجدول 3-1 مستويات الطاقة الثانوية

المستوى الثانوي	عدد الإلكترونات التي يستوعبها
S	2
p	6
d	10
f	14

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



ماذا قرأت :يحتوي كل مستوى طاقة رئيس (n) على عدد من المستويات الثانوية يساويه. فالمستوى الرئيس الأول (n=1) يحتوي على مستوى ثانوي واحد (s)، والمستوى الرئيس الثاني (n=2) يحتوي على مستويين ثانويين (s و p)، وهكذا.

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

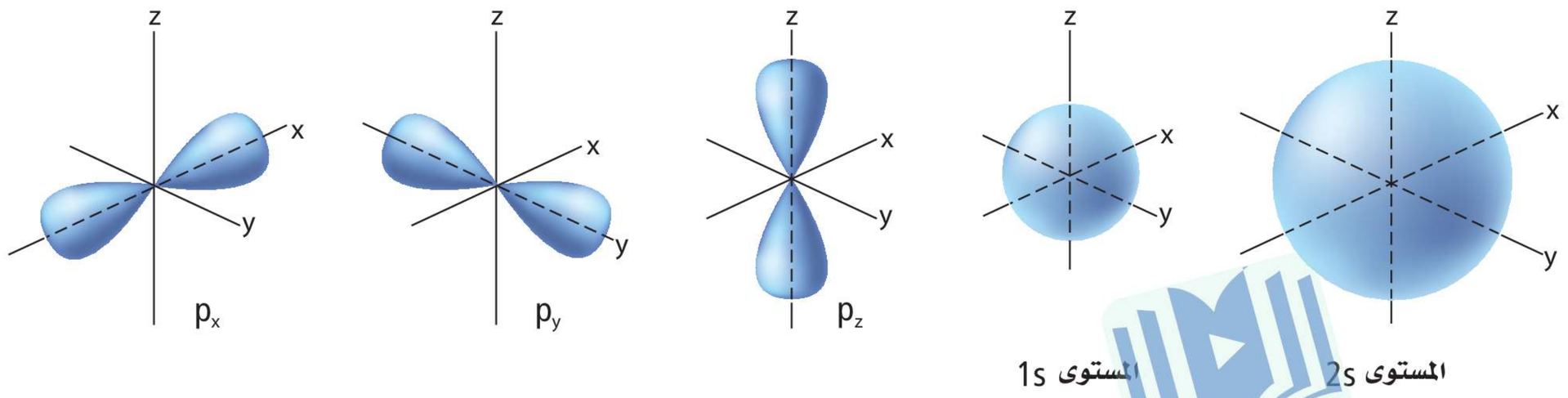
أشكال المستويات الفرعية تسمى المستويات الثانوية s، p، d، f حسب أشكال المستويات الفرعية. فمستويات s جميعها كروية الشكل، والمستويات p جميعها تتكون من فصين، أما مستويات d و f فليس لها الشكل نفسه. ويحتوي كل مستوى على إلكترونين كحد أعلى. ويكون شكل المستوى الفرعي الوحيد في مستوى الطاقة الرئيس الأول كرويًّا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

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

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

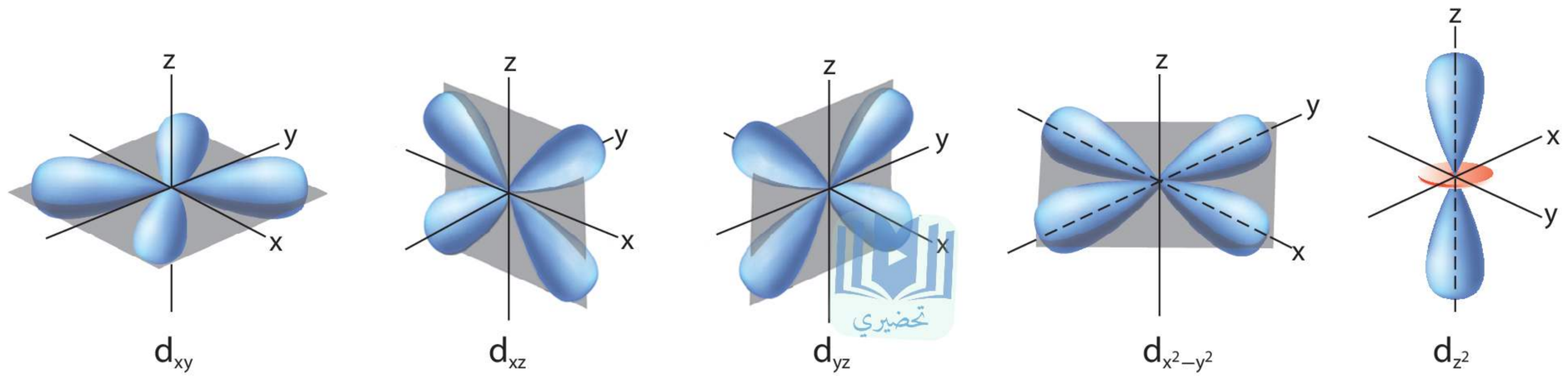
ماذا قرأت :المستوى الفرعي s كروي الشكل، أما المستويات الفرعية p فلها شكل فصين (شبيه بالدمبل) وتوجد ثلاثة منها متعامدة على المحاور x و y و z.

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



a. المستويات الفرعية S جميعها كروية وتزداد أحجامها مع ازدياد العدد الكمي الرئيس.

b. مستويات p الفرعية الثلاثة لها أشكال فصية موجهة نحو المحاور الثلاثة x،y،z.



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

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

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

يلخص **الجدول 4-1** مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة للهيدروجين، والمستويات الثانوية والمستويات الفرعية المرتبطة معها. لاحظ أن عدد المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي دائمًا عدد فردي، وأن أكبر عدد للمستويات الفرعية في مستوى الطاقة الرئيس يساوي n^2.

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

14. وفقًا لنموذج بور، يمكن للإلكترونات أن توجد فقط في مستويات طاقة محددة. عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أدنى، فإنه يبعث فوتونًا ذا طاقة تساوي تمامًا الفرق في الطاقة بين المستويين. ولأن هناك فقط انتقالات مسموح بها، فإن ترددات الضوء المنبعث تكون محددة أيضًا.

التقويم 1-2

الخلاصة

- يربط نموذج بور للذرة طيف انبعاث الهيدروجين بانتقال إلكترون من مستويات طاقة عليا إلى مستويات طاقة منخفضة.
- تربط معادلة دي برولي طول موجة الجُسيم مع كتلته وسرعتها وثابت بلانك.
- يفترض النموذج الميكانيكي الكمي للذرة أن للإلكترونات خواص الموجات.
- تشغل الإلكترونات مناطق ثلاثية الأبعاد في الفراغ تُسمى المستويات الفرعية.

14. **الفكرة الرئيسة** فسّر لماذا يحتوي طيف الانبعاث الذري على ترددات معينة للضوء، حسب نموذج بور الذري؟

15. **عدّد** المستويات الثانوية الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.

16. **حدّد** المستويات الفرعية في كل مستوى ثانوي s، وفي كل مستوى ثانوي p لمستويات الطاقة الرئيسة الأربعة لذرة الهيدروجين.

17. **فسر** لماذا يكون موقع الإلكترون في ذرة غير معلوم بدقة. مستخدمًا مبدأ هايزنبرج للشك والطبيعة الموجية - الجسيمية؟ وكيف يُعرف موقع الإلكترونات في الذرات؟

18. **احسب** مستعينًا بالمعلومات في **الجدول 1-1**، كم مرة يساوي نصفُ قطر مدار ذرة الهيدروجين السابع بالنسبة إلى نصف قطر مدارها الأول، حسب نظرية بور؟

19. **قارن** بين نموذج بور والنموذج الميكانيكي الكمي للذرة.

15. n=1: مستوى ثانوي واحد (s)
n=2: مستويان ثانويان (s, p)
n=3: ثلاثة مستويات ثانوية (s, p, d)
n=4: أربعة مستويات ثانوية (s, p, d, f)

16. المستوى الثانوي s: يحتوي على مستوى فرعي واحد (مدار) كروي في كل من المستويات الرئيسة الأربعة (1s, 2s, 3s, 4s). المستوى الثانوي p: يحتوي على ثلاثة مستويات فرعية (مدارات) لها شكل فصين في المستويات الرئيسة من الثاني إلى الرابع (2p, 3p, 4p).

17. بسبب الطبيعة المزدوجة (الموجية-الجسيمية) للإلكترون، ووفقًا لمبدأ الشك لهايزنبرج، فإنه من المستحيل تحديد موقع وسرعة الإلكترون بدقة في آن واحد. لذلك، يتم وصف موقع الإلكترون من خلال احتمالية وجوده في منطقة معينة تسمى المستوى الذري.

18. من الجدول 1-1، نصف قطر المدار السابع هو 2.59 nm ونصف قطر المدار الأول هو 0.0529 nm. النسبة هي 2.59 / 0.0529 = 49. إذن، نصف قطر المدار السابع أكبر 49 مرة من نصف قطر المدار الأول.

19. نموذج بور يصف الإلكترون كجسيم في مدارات دائرية محددة، بينما النموذج الميكانيكي الكمي يصفه كموجة ويحدد احتمالية وجوده في منطقة ثلاثية الأبعاد (مستوى) دون تحديد مسار دقيق. نموذج بور يعمل فقط مع الهيدروجين، بينما النموذج الكمي أكثر شمولاً.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

1–3

الأهداف

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

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

التوزيع الإلكتروني

مبدأ أوفباو (البناء التصاعدي)

مبدأ باولي

قاعدة هوند

إلكترونات التكافؤ

التمثيل النقطي للإلكترونات

التوزيع الإلكتروني
Electron Configuration

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

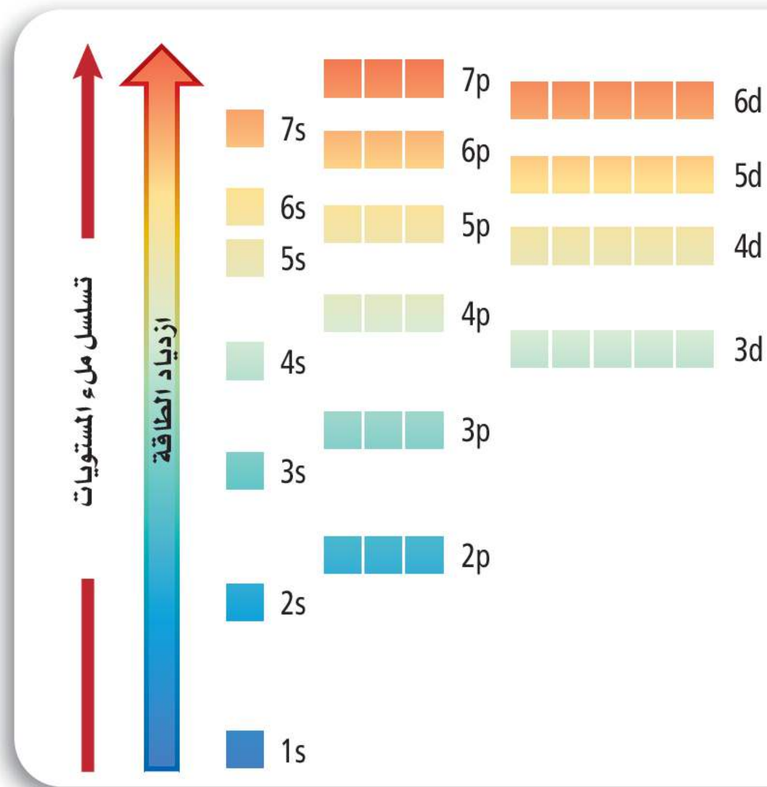
الربط مع الحياة عندما يصعد الطلاب إلى الحافلة يجلس كل منهم في مقعد وحده حتى تُشغَل المقاعد كلها، ثم يأتي آخرون فيشاركونهم الجلوس عليها. وكذلك الإلكترونات تملأ مستويات الطاقة بالطريقة نفسها.

التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة
Ground –State Electron Configuration

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

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

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



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

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

5p، لأن له قيمة (n) أكبر عندما تتساوى قيمة (n+l) للمستويين.

الجدول 5-1 خواص رسم أوفباو

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

يلخص **الجدول 5-1** عدة خواص لرسم أوفباو. وعلى الرغم من أن مبدأ أوفباو يصف التسلسل الذي تمتلئ فيه المستويات الفرعية بالإلكترونات إلا أنه من المهم أن نعرف أن الذرات لا تُبنى بإضافة إلكترونًا بعد الآخر.

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

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

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

1. ↑ □ □ 2. ↑ ↑ □ 3. ↑ ↑ ↑

4. ↑↓ ↑ ↑ 5. ↑↓ ↑↓ ↑ 6. ↑↓ ↑↓ ↑↓

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

المفردات

أصل الكلمة

"أوفباو Aufbau"

من الكلمة الألمانية aufbauen، والتي تعني يهيئ أو يرتب.

المطويات

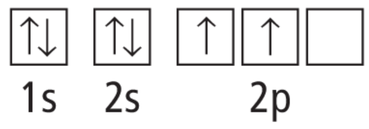
أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

1. مبدأ أوفباو: كل إلكترون يشغل المستوى الأقل طاقةً أولاً. 2. مبدأ باولي للاستبعاد: لا يزيد عدد إلكترونات المستوى الفرعي الواحد على إلكترونين، ويدور كل منهما حول نفسه في اتجاه معاكس للآخر. 3. قاعدة هوند: تتوزع الإلكترونات في المستويات الفرعية المتساوية الطاقة بصورة فردية أولاً، ثم تبدأ بالازدواج.

التوزيع الإلكتروني Electron Configuration

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

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

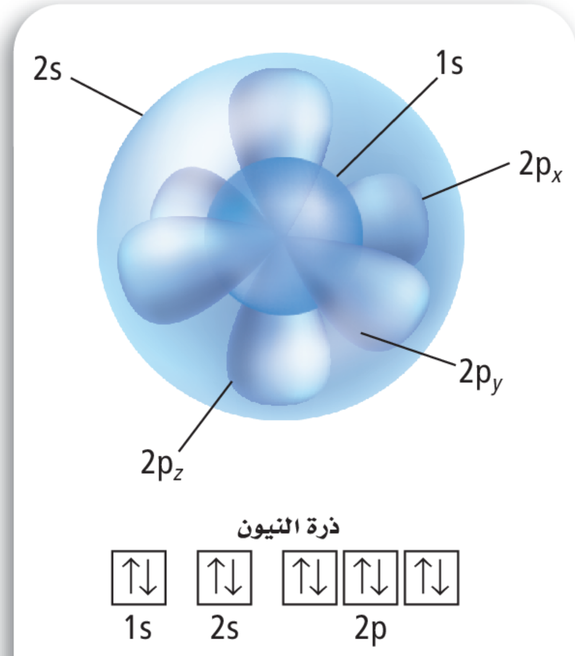


الترميز الإلكتروني يعبر الترميز الإلكتروني عن مستوى الطاقة الرئيس والمستويات الثانوية المرتبطة مع كل المستويات الفرعية في الذرة، ويتضمن أسًّا يمثل عدد الإلكترونات في المستوى. فيكتب التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون في الحالة المستقرة في صورة $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$.

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

ويبين **الجدول 6-1** رسم مربعات المستويات والترميز الإلكتروني للعناصر في الدورتين الأولى والثانية من الجدول الدوري للعناصر.

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



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

حدد كم إلكترونًا في ذرة النيون؟

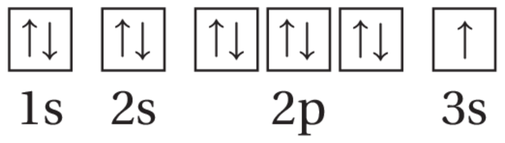
تحتوي ذرة النيون على 10 إلكترونات.

الجدول 6-1 الترميز الإلكتروني ورسم مربعات المستويات للعناصر من 1 إلى 10

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

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

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



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

فعلى سبيل المثال، [He] يمثل التوزيع الإلكتروني للهيليوم $1s^2$، و [Ne] يمثل التوزيع الإلكتروني للنيون $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. قارن بين التوزيع الإلكتروني للنيون والصوديوم أعلاه. ولاحظ أن التوزيع الإلكتروني للمستويات الداخلية للصوديوم مماثل للتوزيع الإلكتروني للنيون. ويمكن أن تختصر التوزيع الإلكتروني للصوديوم باستخدام ترميز الغاز النبيل على النحو الآتي $[Ne]\ 3s^1$. ويوضح **الجدول 7-1** 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؟

لكتابة ترميز الغاز النبيل، يتم اختيار الغاز النبيل من الدورة السابقة للعنصر ويوضع رمزه بين قوسين، ثم يكتب التوزيع الإلكتروني لإلكترونات التكافؤ. ترميز الغاز النبيل للكالسيوم هو: $[Ar]\ 4s^2$.

الجدول 7-1 التوزيع الإلكتروني للعناصر من 11 إلى 18

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

المفردات

الاستخدام العلمي مقابل الاستخدام الشائع

الدورة

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

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

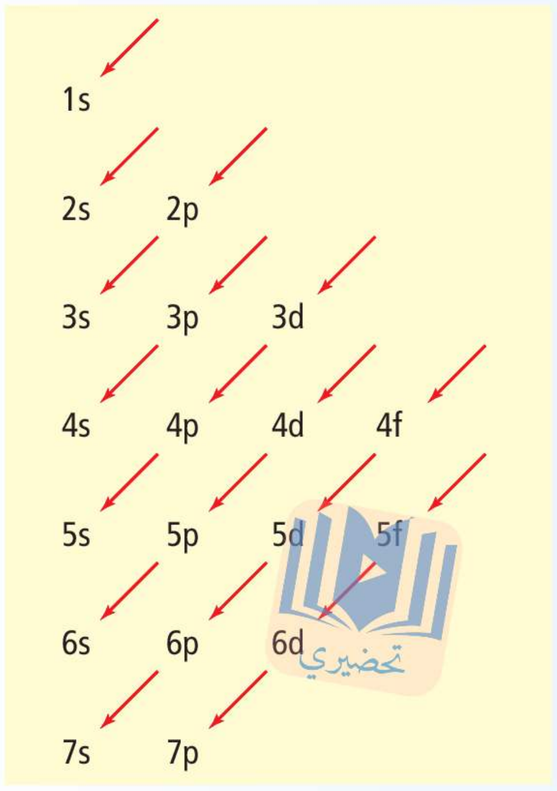
استثناءات التوزيع الإلكتروني يمكن استخدام رسم أوفباو في كتابة التوزيع الإلكتروني الأكثر استقرارًا للعناصر التي تبدأ من الفاناديوم ذي العدد الذري 23 وما بعده. ولكن إذا استمرت في توزيع الإلكترونات بالطريقة نفسها فإن التوزيع الإلكتروني للكروم سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^4$ وللنحاس سيكون $[Ar]\ 4s^2\ 3d^9$ وهما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

استراتيجية حل المسألة

ملء مستويات الطاقة

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

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



ترتيب ملء المستويات بالإلكترونات

طبق الاستراتيجية

اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للزركونيوم Zr.

التوزيع الإلكتروني للزركونيوم (Zr) هو: $[Kr]\ 5s^2 4d^2$

مسائل تدريبية

20. اكتب التوزيع الإلكتروني في الحالة المستقرة للعناصر الآتية:

a. البروم Br
20. a. البروم (Br): $[Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$

b. الإسترانشيوم Sr
20. b. الاسترانشيوم (Sr): $[Kr]\ 5s^2$

c. الأنتيمون Sb
20. c. الأنتيمون (Sb): $[Kr]\ 5s^2 4d^{10} 5p^3$

d. الرينيوم Re
20. d. الرينيوم (Re): $[Xe]\ 6s^2 4f^{14} 5d^5$

e. التيربيوم Tb
20. e. التربيوم (Tb): $[Xe]\ 6s^2 4f^9$

f. التيتانيوم Ti
20. f. التيتانيوم (Ti): $[Ar]\ 4s^2 3d^2$

21. تحتوي ذرة الكلور في الحالة المستقرة على سبعة إلكترونات في المستويات الفرعية لمستوى الطاقة الرئيس الثالث. ما عدد الإلكترونات التي تشغل مستويات p الفرعية من إلكترونات التكافو السبعة؟ وما عدد الإلكترونات التي تشغل مستويات p من الإلكترونات السبعة عشر الأصلية الموجودة في ذرة الكلور؟
21. تحتوي ذرة الكلور على 11 إلكترونًا في مستويات 6) p إلكترونات في 2p و 5 إلكترونات في 3p).

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

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

24. **تحفيز** تحتوي ذرة عنصر في حالتها المستقرة إلكترونين في مستوى الطاقة الرئيس السادس. اكتب التوزيع الإلكتروني لهذا العنصر باستخدام ترميز الغاز النبيل، وحدد العنصر.
24. التوزيع الإلكتروني للهفنيوم (Hf) هو: $[Xe]\ 6s^2 4f^{14} 5d^2$.

22. عدد الإلكترونات التي تشارك في التفاعل في ذرة الكبريت هو 6 إلكترونات، وهي إلكترونات مستوى الطاقة الثالث.

إلكترونات التكافؤ Valence Electrons

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

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

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

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

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

وعند كتابة التمثيل النقطي للإلكترونات تُمثل النقاط إلكترونات التكافؤ وتوضع نقطة واحدة في كل مرة على الجوانب الأربعة للرمز (دون مراعاة التسلسل)، ثم تكرر هذه العملية لتصبح النقاط في صورة أزواج حتى تُستخدم النقاط جميعها. يوضح **الجدول 8-1** التوزيع الإلكتروني لعناصر الدورة الثانية في الحالة المستقرة بطريقتي الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس).

الجدول 8-1 **الترميز الإلكتروني والتمثيل النقطي للإلكترونات**

العنصر/رمزه	العدد الذري	الترميز الإلكتروني	التمثيل النقطي للإلكترونات
الليثيوم **Li**	3	$1s^2\ 2s^1$	$Li\cdot$
البيريليوم **Be**	4	$1s^2\ 2s^2$	$\cdot Be\cdot$
البورون **B**	5	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$	$\cdot\dot{B}\cdot$
الكربون **C**	6	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$	$\cdot\dot{C}\cdot$
النيتروجين **N**	7	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$	$\cdot\ddot{N}\cdot$
الأكسجين **O**	8	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$:\ddot{O}\cdot$
الفلور **F**	9	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$	$:\ddot{F}\cdot$
النيون **Ne**	10	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	$:\ddot{Ne}:$

27. العنصر الذي له 7 إلكترونات تكافؤ وهو غاز في درجة حرارة الغرفة هو الفلور (F) أو الكلور (Cl).

29. إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الخارجي للذرة.

مثال 3-1

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

26. العنصر هو الألمنيوم (Al). له 3 إلكترونات تكافؤ. تمثيله النقطي هو رمز Al وحوله ثلاث نقاط.

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

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

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

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

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

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

3 تقويم الإجابة

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

25. a. رمز Mg وحوله نقطتان.
25. b. رمز Tl وحوله ثلاث نقاط.
25. c. رمز Xe وحوله ثماني نقاط.

مسائل تدريبية

25. ارسم التمثيل النقطي لإلكترونات العناصر الآتية:

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

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

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

28. تملأ الإلكترونات المستويات ذات الطاقة الأقل أولاً (مبدأ أوفباو). لا يتسع أي مدار لأكثر من إلكترونين يدوران في اتجاهين متعاكسين (مبدأ باولي). تتوزع الإلكترونات بصورة فردية في المدارات المتساوية الطاقة قبل أن تبدأ بالازدواج (قاعدة هوند).

التقويم 1-3

الخلاصة

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

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

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

a. السيليكون (Si): $3s^2 3p^2$ [Ne]
b. الفلور (F): $2s^2 2p^5$ [He]
c. الكالسيوم (Ca): $4s^2$ [Ar]
d. الكريبتون (Kr): $4s^2 3d^{10} 4p^6$ [Ar]

29. **عرّف** إلكترونات التكافؤ.

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

30. 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p

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

32. **تفسير الرسوم العلمية** ما التمثيل النقطي لإلكترونات ذرة السيلينيوم؟ فسِّر إجابتك.

a. ·Se: b. ·Se· c. ·Se· d. ·S·

32. التوزيع الإلكتروني لعنصر السيبورجيوم (Sg) هو $[Rn]\ 7s^2 5f^{14} 6d^4$.

31. بسبب عدم وضوح السؤال، هناك عدة تفسيرات محتملة. إذا كان المقصود هو عنصر تملأ إلكتروناته المستويات حتى 7p، فالعنصر هو الأوغانيسون (Og)، وعدد إلكتروناته 118، وتوزيعه $[Rn]\ 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$.

تحضيري

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

2–1

الأهداف

- **تتبع** مراحل تطور الجدول الدوري.
- **تعرف** الملامح الرئيسة في الجدول الدوري.

مراجعة المفردات

العدد الذري: عدد البروتونات في الذرة.

المفردات الجديدة

التدرج في الخواص
المجموعات
الدورات
العناصر الممثلة
العناصر الانتقالية
الفلزات
الفلزات القلوية
الفلزات القلوية الأرضية
الفلزات الانتقالية
الفلزات الانتقالية الداخلية
سلسلة اللانثانيدات
سلسلة الأكتنيدات
اللافلزات
الهالوجينات
الغازات النبيلة
أشباه الفلز ات

تطور الجدول الدوري الحديث

Development of the Modern Periodic Table

الفكرة الرئيسة **لقد تطوّر الجدول الدوري للعناصر تدريجيًّا مع الوقت باكتشاف العلماء طرائق أكثر فائدة في تصنيف العناصر ومقارنتها.**

الربط مع الحياة كيف تبدو عملية التسوق إذا أردت شراء بعض الفاكهة وقد اختلط التفاح بالكمثرى بالبرتقال بالخوخ في سلة واحدة؟! لذا، من هنا تتضح أهمية تصنيف الأشياء حسب خواصها. لذا يصنف العلماء العناصر المختلفة حسب خواصها في الجدول الدوري.

تطور الجدول الدوري
Development of the Periodic Table

قام العالم الفرنسي أنتوني لافوازييه Lavoisier في أواخر القرن الثامن عشر (1743–1794م) 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؛ لأنه يتكرر بالنمط نفسه. ولقد قام نيولاندز بتسمية هذه العلاقة الدورية بقانون الثمانيات. ويوضح **الشكل 1–2** طريقة نيولاندز في ترتيب 14 عنصرًا كانت معروفة في أواسط عام 1860م. وقد واجه قانون الثمانيات معارضة؛ لأنه لا يمكن تطبيقه على العناصر المعروفة جميعها آنذاك.

كما أن العلماء لم يتقبلوا كلمة الثمانيات. وعلى الرغم من أن القانون لم يحظ بموافقة الجميع، إلا أنه مع مرور بعض السنوات بدا جليًّا أن نيولاندز كان على صواب؛ إذ تتكرر خواص العناصر بشكل دوري كل ثمانية عناصر.

الجدول 1-2 **جدول لافوازييه للمواد البسيطة**

الغازات	الضوء، الحرارة، الأكسجين، النيتروجين، الهيدروجين.
الفلزات	الأنتمون، الفضة، الزرنيخ، البزموث، الكوبلت، النحاس، القصدير، الحديد، المنجنيز، الزئبق، الموليبديوم، النيكل، الذهب، البلاتينيوم، الرصاص، التنجستون، الخارصين (الزنك).
اللافلزات	الكبريت، الفوسفور، الكربون، حمض الهيدروكلوريك، حمض الهيدروفلوريك، حمض البوريك.
العناصر الأرضية	الطباشير، الماغنسيا (أكسيد الماغنسيوم)، البورات، الصلصال، السليكا (أكسيد السليكون).

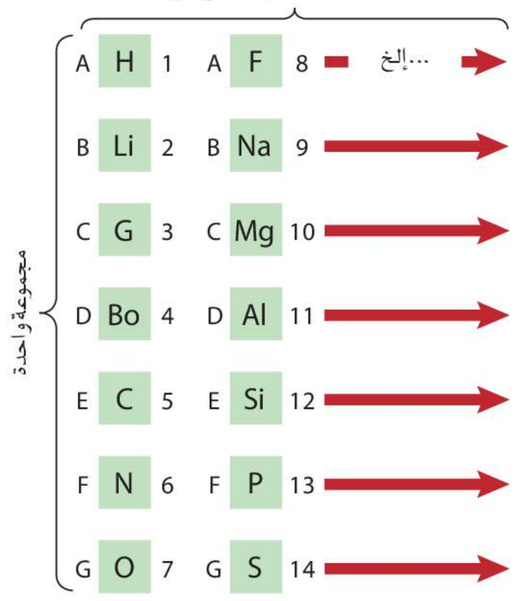
مايـر ومندليـف Meyer and Mendeleev في عام 1869م قـام كل من الكيميائي الألماني لوثر مايـر (1830 – 1895م) والكيميائي الـروسي ديمتري مندليف (1834–1907م) بتقديـم الدليل على العلاقة بين العدد الكتـلي للعناصر وخواصها. وقد حظي مندليف بسـمعة أكثر من مايـر؛ حيث قام بنشر دراسته أولاً. لاحظ مندليف – كما لاحظ نيولانـدز قبل عدة سـنوات – أنه عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفـق كتلها الذرية فإن خواصها تتكرر وفق نمط دوري، فقام بتشكيل الجدول الدوري بترتيب العناصر تصاعديًّا وفق كتلها الذرية في أعمدة تحوي العناصر المتشابهة في خواصها.

وقـد لاقى جدول مندليف – كما في **الشـكل 2–2** – قبولًا واسـعًا؛ حيث أمكنه توقع وجود عناصر لم تُكتشف بعد وحدّد خواصها، كما ترك مندليف أماكن شاغرة في الجدول للعناصر التي اعتقد أنها لم تكتشـف بعد. وقد تمكّن مندليـف من خلال ملاحظة أنماط التغير في خواص العناصر المعروفة من توقع خواص العناصر التي سيتم اكتشافها، ومنها السكانديوم، والجاليوم، والجيرمانيوم.

موزلي Moseley لم يكن جدول مندليف صحيحًا تمامًا؛ فبعد اكتشاف العديد من العناصر الجديدة، وتحديد الكتل الذرية للعناصر المعروفة بدقة أكثر، بدا واضحًا أن بعض العناصر لم توضع في مكانها الصحيح في الجدول. إذ إن ترتيب العناصر وفق كتلها الذرية أدّى إلى وضع بعض العناصر في مجموعات لعناصر ذات خواص مختلفة عنها. فقام الكيميائي الإنجليزي هنري موزلي (1887 – 1915م) في عام 1913م بتحديد سبب هذه المشكلة؛ إذ اكتشف أن ذرات كل عنصر تحتوي على عدد محدد وفريد من البروتونات في أنويتها – وبناءً على ذلك رُتبت العناصر في الجدول الدوري تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية. وقد نتج عن ترتيب موزلي للعناصر وفق عددها الذري أنماط أكثر وضوحًا في تدرج خواصها. ويُعرف تكرار الخواص الكيميائية والفيزيائية عند ترتيب العناصر تصاعديًّا وفق أعدادها الذرية **بتدرج الخواص**.

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

ماذا قرأت؟ رتب مندليف العناصر تصاعديًا وفق الكتلة الذرية، بينما رتب موزلي العناصر تصاعديًا وفق العدد الذري.



الشكل 1–2 لاحظ جون نيولاندز أن خواص العناصر تتكرر كل 8 عناصر.

الشكل 2–2 قـام مندليف في النسـخة الأولى للجـدول الذي نشـره في عـام 1869م بترتيب العنـاصر ذات الخواص الكيميائية المتشابهة أفقيًّا. وقد تـرك أماكـن فارغـة للعناصـر التـي لم تكـن قـد اكتشـفت في ذلك الوقت.

Typische Elemente

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

المفردات

أصل الكلمة

الدورية Periodic

جاءت الكلمة periodos من أصل لاتيني *وتعني الطريق الدائري.*

يلخص **الجدول 2–2** مساهمات كل من نيولاندز ومايـر ومندليف وموزلي في تطوير الجدول الدوري. وأصبح هذا الجدول من أهم الأدوات التي يستخدمها الكيميائيون. ويعد الجدول الدوري مرجعًا مهمًّا لفهم خواص العناصر، والتنبؤ بها وتنظيم المعلومات المتعلقة بالتركيب الذري.

الجدول 2-2 المساهمات في تصنيف العناصر

جون نيولاندز 1837-1898م

- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- لاحظ تكرار خواص العناصر لكل ثمانية عناصر.
- وضع قانون الثمانيات.

لوثر ماير 1830-1895م

- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.

ديمتري مندليف 1834-1907م

- أثبت وجود علاقة بين الكتل الذرية وخواص العناصر.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق الكتل الذرية.
- تنبأ بوجود عناصر غير مكتشفة، وحدد خواصها.

هنري موزلي 1887-1915م

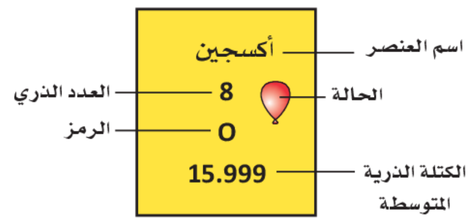
- اكتشف أن العناصر تحتوي على عدد فريد من البروتونات سمّاه العدد الذري.
- رتب العناصر تصاعديًّا وفق العدد الذري، مما نتج عنه نموذج للدورية خواص العناصر.

الجدول الدوري الحديث
The Modern Periodic Table

يتكون الجدول الدوري الحديث من مجموعة مربعات، يحتوي كل مربع على اسم العنصر ورمزه وعدده الذري وكتلته الذرية. ويوضح **الشكل 3–2** أحد هذه المربعات. وقد رتبت المربعات تصاعديًّا وفق العدد الذري في سلسلة من الأعمدة الرأسية تُعرف **بالمجموعات** أو العائلات، وفي صفوف أفقية تُعرف **بالدورات**. ويوضح **الشكل 5–2** الجدول الدوري للعناصر.

ماذا قرأت؟ **عرّف** المجموعات والدورات.

ماذا قرأت؟ المجموعات هي الأعمدة الرأسية للعناصر في الجدول الدوري. الدورات هي الصفوف الأفقية للعناصر في الجدول الدوري.



الشكل 3–2 تحتوي المربعات في الجدول الدوري على اسم العنصر والرمز الكيميائي والعدد الذري والكتلة الذرية وحالة المادة.

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبع دورات بدءًا من الهيدروجين في الدورة الأولى. وقد رُقمت المجموعات من 1 إلى 18. فمثلاً، تحتوي الدورة الرابعة على البوتاسيوم والكالسيوم، في حين يوجد السكانديوم Sc في العمود الثالث من اليسار، أيْ في المجموعة الثالثة. ويوجد الأكسجين في المجموعة 16. وكما أن لعناصر المجموعات 1 و 2 و 13 – 18 الكثير جدًّا من الخواص الفيزيائية والكيميائية، لذلك يشار إليها بعناصر المجموعات الرئيسة أو **العناصر الممثلة**. ويُشار إلى عناصر المجموعات من 3 إلى 12 **بالعناصر الانتقالية**. كما تُصنّف العناصر إلى فلزات ولافلزات وأشباه فلزات.

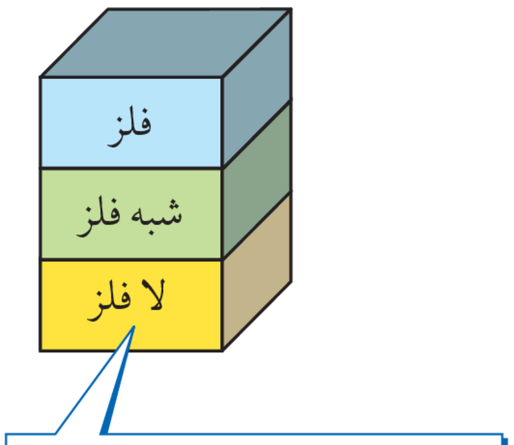
الفلزات تُسمى العناصر التي تكون ملساء ولامعة وصلبة في درجة حرارة الغرفة وجيدة التوصيل للحرارة والكهرباء **بالفلزات**. ويمتاز معظمها بأنه قابل للطَّرْق والسحب؛ إذ يمكن تحويلها إلى صفائح رقيقة، وسحبها إلى أسلاك رفيعة. ومعظم العناصر الممثلة والعناصر الانتقالية فلزات. وإذا نظرت إلى عنصر البورون B في العمود 13، تشاهد خطًّا متعرجًا يصل إلى الأستاتين At في أسفل المجموعة 17. ويفصل هذا الخط بين الفلزات واللافلزات في الجدول الدوري. وقد مُثّلت الفلزات بالمربعات ذات اللون الأزرق في **الشكل 5–2**.

الفلزات القلوية العناصر عن يسار الجدول جميعها فلزات إلا الهيدروجين، وتُسمى عناصر المجموعة 1 (ما عدا الهيدروجين) **الفلزات القلوية**. ونظرًا إلى شدة نشاطها فهي غالبًا ما تكون موجودة في الطبيعة على هيئة مركبات مع عناصر أخرى. ومن الفلزات القلوية الشائعة الصوديوم Na وهو أحد مكونات ملح الطعام، والليثيوم Li المستخدم في البطاريات.

الفلزات القلوية الأرضية توجد **الفلزات القلوية الأرضية** في المجموعة 2، وهي أيضًا سريعة التفاعل. ويُعد عنصرا الكالسيوم Ca والماغنسيوم Mg من الفلزات المفيدة لصحة الجسم، وهما من الفلزات القلوية الأرضية. والماغنسيوم صلب، ووزنه خفيف نسبيًّا، لذا يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية، ومنها الحواسيب المحمولة، كما في **الشكل 4–2**.

الشكل 4–2 لأن الماغنسيوم خفيف وقوي يستخدم في تصنيع الأجهزة الإلكترونية. فمثلاً الإطار الخارجي لهذا الحاسب الآلي المحمول مصنوع من الماغنسيوم.

الشكل 5-2 الجدول الدوري للعناصر



يدل لون صندوق كل عنصر على كونه فلزًّا أو شبه فلز أو لافلز.

10	11	12	13	14	15	16	17	18
			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
Darmstadtium 110 Ds (269)	Roentgenium 111 Rg (272)	Copernicium 112 Cn 285.177	Nihonium 113 Nh 286.183	Flerovium 114 Fl 289.191	Moscovium 115 Mc 290.196	Livermorium 116 Lv 293.205	Tennessine 117 Ts 294.211	Radon 86 Rn (222)
								Oganesson 118 Og 294.214

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)

تحضيري

العناصر في كل عمود تدعى مجموعة، ولهاخواص كيميائية متشابهة.

غاز
سائل
جامد
مُصنع

العنصر
العدد الذري
الرمز
الكتلة الذرية
حالة المادة

Hydrogen
1
H
1.008

الرموز الثلاثة العليا تدل على حالة العنصر في درجة حرارة الغرفة.بينما يدل الرمز الرابع على العناصر المصنعة.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	Hydrogen 1 H 1.008								
2	Lithium 3 Li 6.941	Beryllium 4 Be 9.012							
3	Sodium 11 Na 22.990	Magnesium 12 Mg 24.305							
4	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
5	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
6	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
7	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)

صفوف العناصر الأفقية تدعى دورات. يزداد العدد الذري من اليسار إلى اليمين في كل دورة.

الرقم المحاط بقوسين هو العدد الكتلي للنظير الأطول عمرًا للعنصر.

سلسلة اللانثانيدات	Cerium 58 Ce 140.116	Praseodymium 59 Pr 140.908	Neodymium 60 Nd 144.24	Promethium 61 Pm (145)	Samarium 62 Sm 150.36
سلسلة الأكتنيدات	Thorium 90 Th 232.038	Protactinium 91 Pa 231.036	Uranium 92 U 238.029	Neptunium 93 Np (237)	Plutonium 94 Pu (244)

يدل السهم على المكان الذي يجب أن توضع فيه هذه العناصر في الجدول. لقد تم نقلها إلى أسفل الجدول توفيرًا للمكان.

3. استدل: عمود نصف القطر الذري هو الأكثر احتمالاً للخطأ في التوقع، لأن التدرج في الخواص ليس دائمًا خطيًا تمامًا وقد تحدث بعض الاستثناءات.

مختبر حل المشكلات

تحليل التدرج في خواص العناصر

عنصر الفرانسيوم: هل هو صلب أم سائل أم غاز؟ اكتُشف الفرانسيوم في عام 1939م إلاّ أن مندليف تنبأ بوجوده عام 1870م. ويُعد الفرانسيوم أقل العناصر الـ 101 الأولى استقرارًا؛ فعمر النصف لنظيره الأكثر استقرارًا 22 دقيقة. في ضوء ما تعرفه عن خواص الفلزات القلوية الأخرى تنبأ بخواص عنصر الفرانسيوم.

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	؟	؟	؟

التحليل

1. استنتج: بناءً على تدرج الخواص في المجموعة، يُتوقع أن تكون درجة انصهار الفرانسيوم أقل من 28.4 درجة مئوية، وأن يكون نصف قطره الذري أكبر من 248 بيكومتر.

اعتمادًا على طريقة دمتري مندليف في توقع خواص العناصر غير المكتشفة، استخدم المعلومات الخاصة بخواص الفلزات القلوية لاستنباط طريقة لتحديد خواص عنصر الفرانسيوم.

التفكير الناقد

1. **استنبط** نمط التغير في كل خاصية واردة في الجدول، بحيث يمكنك استقراء القيم الخاصة بعنصر الفرانسيوم، مسترشدًا بقانون تدرج الخواص.
2. **توقع** ما إذا كان عنصر الفرانسيوم صلبًا أم سائلاً أم غازًا. وكيف يمكن دعم هذا التوقع؟
3. **استدل** أي عمود من أعمدة البيانات يظهر أكثر احتمالاً للخطأ في التوقع؟ اشرح ذلك.
4. **وضّح** لماذا لا يكفي إنتاج مليون ذرة من عنصر الفرانسيوم في الثانية لإجراء قياسات؛ مثل قياس الكثافة ودرجة الانصهار؟

2. توقع: يتوقع أن يكون الفرانسيوم سائلاً في درجة حرارة الغرفة (25 درجة مئوية) لأن درجة انصهاره المتوقعة أقل من ذلك، استناداً إلى تدرج درجات انصهار الفلزات القلوية التي تقل بالانتقال إلى أسفل المجموعة.

4. وضح: مليون ذرة في الثانية هي كمية ضئيلة جداً، لا تكفي لتكوين عينة مرئية يمكن قياس خصائصها الفيزيائية الماكروسكوبية (مثل الكثافة ودرجة الانصهار).

الفلزات الانتقالية والفلزات الانتقالية الداخلية تُقسم العناصر الانتقالية إلى **فلزات انتقالية** و**فلزات انتقالية داخلية**. وتعرف الفلزات الانتقالية الداخلية بسلسلتي **اللانثانيدات** و**الأكتنيدات** وتقعان أسفل الجدول الدوري. وتوجد العناصر الانتقالية في المجموعات 3 – 12.

الربط مع علم الأحياء **اللافلزات** توجد اللافلزات في الجزء العلوي الأيمن من الجدول الدوري. وقد تم تمثيلها بالمربعات الصفراء، كما في **الشكل 5–2**، وغالبًا ما تكون **اللافلزات** غازات أو مواد صلبة هشة ذات لون داكن، وتعد رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء. أمّا البروم Br فهو اللافلز الوحيد السائل عند درجة حرارة الغرفة. ويعد الأكسجين أكثر العناصر وفرة في جسم الإنسان، حيث يشكل 65% من كتلته. وتتألف المجموعة 17 من عناصر شديدة التفاعل تعرف باسم **الهالوجينات**. وتكون الهالوجينات عادة في صورة مركبات – كما في المجموعتين 1 و 2 – وتضاف المركبات التي تحتوي على الفلور إلى معجون الأسنان وماء الشرب لحماية الأسنان من التسوس. وتسمى عناصر المجموعة 18 الخاملة جدًّا **الغازات النبيلة**، وتستخدم في المصابيح الكهربائية وإشارات (لوحات) النيون.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع

الموصلات

الاستعمال العلمي: مواد تستطيع نقل الكهرباء، أو الحرارة، أو الصوت.

النحاس موصل جيد للحرارة

الاستعمال الشائع: ما يوصل به الحبل.

1. بدأ لافوازييه بتجميع قائمة بالعناصر. ثم رتب نيولاندز العناصر حسب الكتلة الذرية ولاحظ تكرار الخواص (قانون الثمانيات). بعد ذلك، رتب مندليف وماير العناصر حسب الكتلة الذرية وتنبآ بوجود عناصر غير مكتشفة. وأخيرًا، أثبت موزلي أن ترتيب العناصر حسب العدد الذري هو الأدق، وهو أساس الجدول الدوري الحديث.

2. الرسم يوضح المخطط العام للجدول الدوري، مع تحديد منطقة الفلزات على اليسار والوسط، واللافلزات في الجزء العلوي الأيمن، وأشباه الفلزات على الخط المتعرج الفاصل بينهما.

الشكل 6–2 قام العلماء المهتمون بتطوير تقنيات الغواصات بصنع غواصة آلية على صورة سمكة، قادرة مثلها على السباحة. وصنع جسم الغواصة الآلية من راتنج السليكون الذي يصبح لينًا في الماء.

3. الفلزات: لامعة، صلبة في درجة حرارة الغرفة (ما عدا الزئبق)، موصلة جيدة للحرارة والكهرباء، قابلة للطرق والسحب. اللافلزات: غالبًا غازات أو مواد صلبة هشة، رديئة التوصيل. أشباه الفلزات: لها خواص فيزيائية وكيميائية متوسطة بين الفلزات واللافلزات.

4. العناصر الممثلة: a. Li (الليثيوم)، d. C (الكربون). العناصر الانتقالية: b. Pt (البلاتين)، c. Pm (البروميثيوم).

أشباه الفلزات تُعرف العناصر في المربعات الخضراء على جانبي الخط المتعرج في **الشكل 5–2** **بأشباه الفلزات**. ولأشباه الفلزات خواص فيزيائية وكيميائية مشابهة للفلزات واللافلزات معًا. فالسليكون Si والجرمانيوم Ge من أشباه الفلزات المهمة المستخدمة بكثرة في صناعة رقائق الحاسوب والخلايا الشمسية، كما يستخدم السليكون في الجراحة التجميلية والتطبيقات التي تحاكي الواقع، كما في **الشكل 6–2**.

ويمكنك الرجوع إلى دليل العناصر الكيميائية في نهاية هذا الكتاب لمعرفة المزيد عن مختلف مجموعات العناصر.

5. a. اليود (I): الفلور (F)، الكلور (Cl)، البروم (Br). b. الباريوم (Ba): المغنيسيوم (Mg)، الكالسيوم (Ca)، السترونشيوم (Sr). c. الحديد (Fe): الروثينيوم (Ru)، الأوزميوم (Os). (تُقبل أي إجابتين صحيحتين لكل عنصر من نفس المجموعة).

التقويم 2-1

الخلاصة

- تم ترتيب العناصر قديماً في الجدول الدوري وفق كتلها الذرية تصاعدياً مما نجم عنه وضع بعض العناصر في غير أماكنها وقد تم ترتيبها لاحقاً وفقاً لتزايد أعدادها الذرية.
- تتدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عند ترتيبها تصاعديًّا حسب أعدادها الذرية.
- تترتب العناصر في الجدول الدوري في دورات (صفوف) ومجموعات (أعمدة)، وتقع العناصر المتشابهة في خواصها في المجموعة نفسها.
- تصنف العناصر إلى فلزات، ولافلزات وأشباه فلزات.

1. **الفكرة الرئيسة** **صف** التطور في الجدول الدوري الحديث، واذكر مساهمات كل من لافوازييه، ونيولاندز، ومندليف، وماير، وموزلي في ذلك.
2. **ارسم** مخططًا مبسطًا للجدول الدوري، وأشر إلى مواقع الفلزات، واللافلزات وأشباه الفلزات.
3. **صِف** الخواص العامة للفلزات واللافلزات وأشباه الفلزات.
4. **حدّد**: أي العناصر الآتية عناصر ممثلة، وأيها عناصر انتقالية؟
   a. ليثيوم Li b. بلاتين Pt
   c. بروميثيوم Pm d. كربون C
5. **قارن** اكتب اسمَيْ عنصرين لهما خصائص مشابهة لكل من:
   a. اليود I b. الباريوم Ba c. الحديد Fe
6. **قارن** استنادًا إلى الجدول الدوري الحديث، ما العنصران اللذان تكون قيمة الكتلة الذرية لكل منهما أقل من ضعف عدده الذري؟
7. **تفسير البيانات** تخطط شركة لتصنيع جهاز إلكتروني، مما يتطلب استخدام عنصر له خواص كيميائية شبيهة بالسليكون Si والرصاص Pb، والكتلة الذرية له أكبر من كتلة الكبريت S، ولكنها أقل من كتلة الكادميوم Cd. استخدم الجدول الدوري لتحديد العنصر الذي يمكن أن تستخدمه الشركة.

6. الهيدروجين (H) حيث كتلته الذرية 1.008 أقل من ضعف عدده الذري (2). والأكسجين (O) حيث كتلته الذرية 15.999 أقل من ضعف عدده الذري (16).

7. العنصر هو الجرمانيوم (Ge). يقع في نفس مجموعة السليكون فله خواص كيميائية شبيهة به. كتلته الذرية (72.63 u) أكبر من كتلة الكبريت (32.07 u) وأقل من كتلة الكادميوم (112.41 u).

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

2–2

الأهداف

- **تفسّر** سبب تشابه خواص عناصر المجموعة الواحدة.
- **تحدّد** فئات الجدول الدوري الأربعة استنادًا إلى التوزيع الإلكتروني.

مراجعة المفردات

إلكترونات التكافؤ: إلكترونات موجودة في مستوى الطاقة الأخير للذرة، والتي تحدد الخواص الكيميائية لها.

تصنيف العناصر
Classification of the Elements

الفكرة الرئيسة **رُتبت العناصر في الجدول الدوري ضمن مجموعات ودورات حسب أعدادها الذرية.**

الربط مع الحياة إذا أردت توصيل رسالة إلى شخص ما فلا يكفي أن تعرف رقم بيته فقط، بل يجب أن تعرف عنوان البيت كاملًا: في أي شارع هو؟ وأي مدينة؟ وأي منطقة؟ وبالطريقة نفسها يتم تعرف العناصر من خلال توزيعها الإلكتروني.

ترتيب العناصر وفق التوزيع الإلكتروني
Organizing the Elements by Electron Configuration

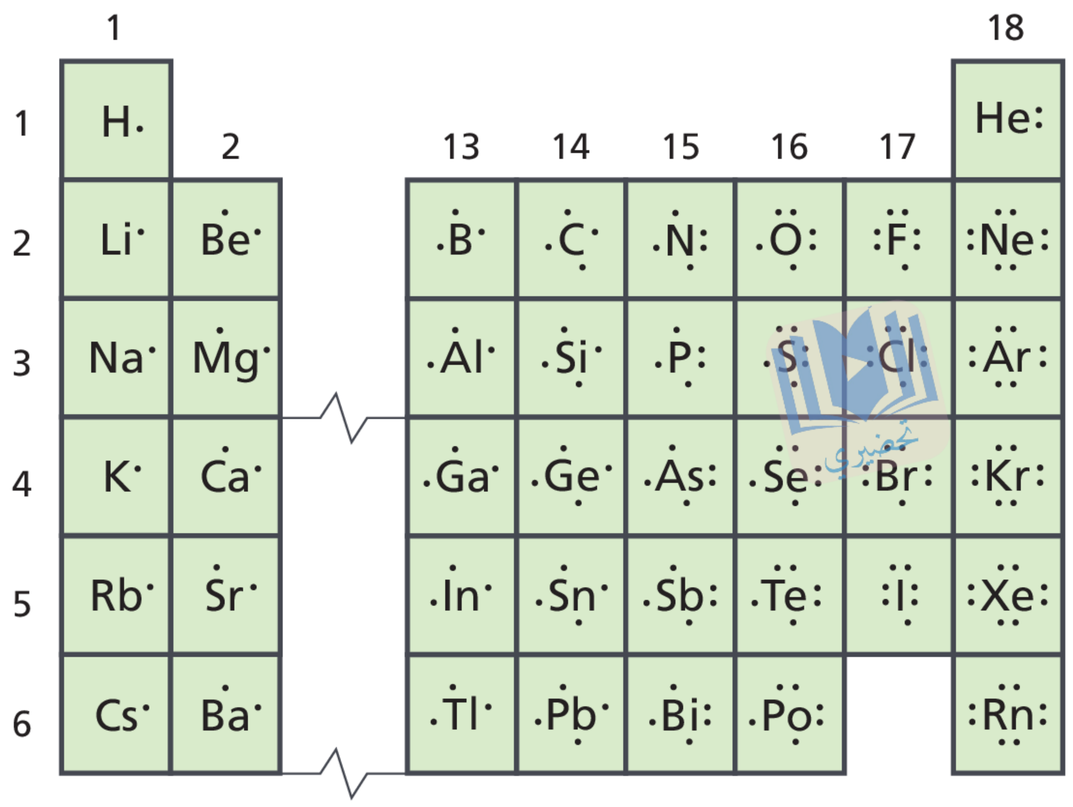
يحدِّد التوزيع الإلكتروني الخواص الكيميائية للعنصر. ويمكنك معرفة التوزيع الإلكتروني وعدد إلكترونات التكافؤ من خلال موقع العنصر في الجدول الدوري الحديث. يوضح **الجدول 3–2** التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر المجموعة الأولى، حيث يوجد إلكترون واحد في مستوى الطاقة الأخير لكل عنصر فيها.

إلكترونات التكافؤ يوجد لكل عنصر في المجموعة الأولى إلكترون واحد في مستوى طاقته الأخير. لذا تتشابه عناصر المجموعة الأولى في خواصها الكيميائية؛ لأنها تحتوي على العدد نفسه من إلكترونات التكافؤ. وتُعد هذه الخاصية من أهم العلاقات في الكيمياء؛ فذرات المجموعة الواحدة لها الخواص نفسها لأن لها عدد إلكترونات التكافؤ نفسه. ولكل عنصر في المجموعة الأولى إلكترون تكافؤ واحد له التوزيع الإلكتروني s^1. ولكل عنصر في المجموعة الثانية اثنان من إلكترونات التكافؤ توزيعهما الإلكتروني s^2، وللمجموعتين 1 و2 والمجموعات من 13 إلى 18 في الجدول الدوري توزيعه الخاص من إلكترونات التكافؤ.

إلكترونات التكافؤ والدورة يحدَّد رقم مستوى الطاقة الأخير الذي يحتوي إلكترونات التكافؤ رقمَ الدورة التي يوجد فيها العنصر في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، يوجد إلكترون التكافؤ لعنصر الليثيوم في مستوى الطاقة الثاني، لذا يكون عنصر الليثيوم في الدورة الثانية. أما عنصر الجاليوم ذو التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$ فإن إلكترونات تكافئه تقع في مستوى الطاقة الرابع، لذا يكون عنصر الجاليوم في الدورة الرابعة.

الجدول 3-2 التوزيع الإلكتروني لعناصر المجموعة 1

الدورة 1	الهيدروجين H	$1s^1$	$1s^1$
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	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	$[Ar]\ 4s^1$



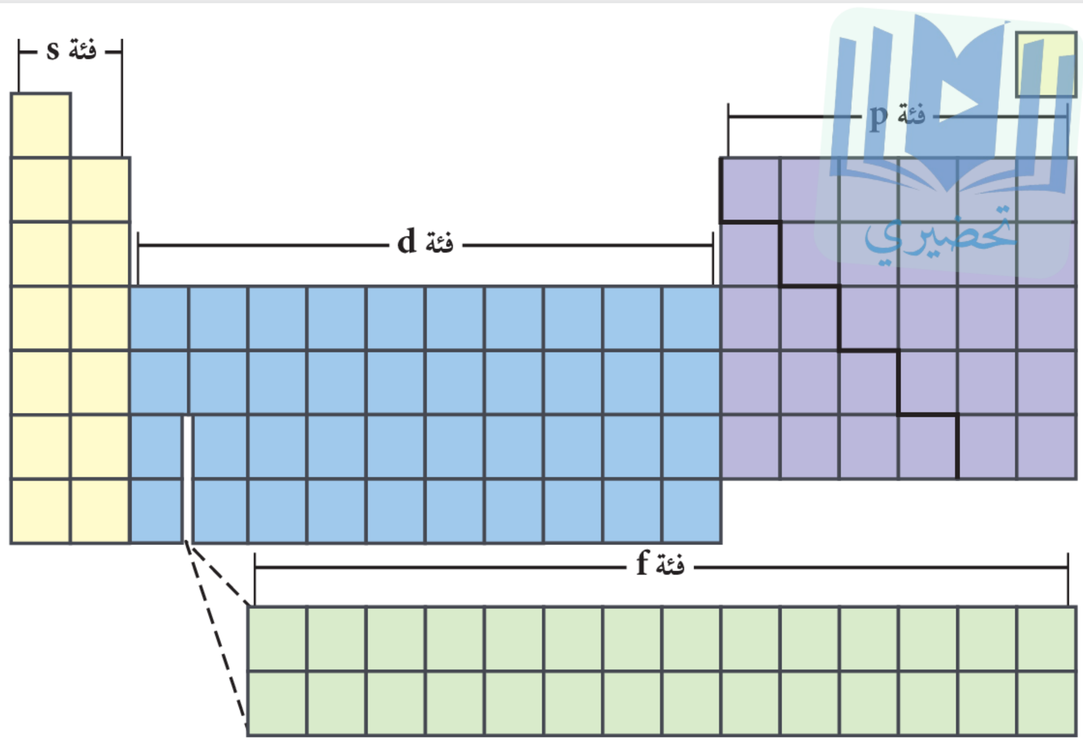
الشكل 7–2 يوضح الشكل التمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ لمعظم العناصر الممثلة.

لاحظ كيف يتغير عدد إلكترونات التكافؤ من مجموعة إلى أخرى، وكيف يتغير ضمن المجموعة الواحدة؟

إلكترونات تكافؤ العناصر الممثلة عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعة الأولى واحد، ولعناصر المجموعة الثانية اثنان. في حين أن لعناصر المجموعة 13 ثلاثة إلكترونات تكافؤ، وأمـــا عناصر المجموعة 14 فلها أربعة إلكترونات تكافؤ، وهكذا. وأمّا عناصر الغازات النبيلة في المجموعة 18 ففي كل منها ثمانية إلكترونات، ما عدا الهيليوم الذي له إلكترونَا تكافؤ فقط. يبين **الشـــكل 7–2** كيف يســـاعد التمثيل النقطي للإلكترونات على الربط بـــين رقم المجموعة وعدد إلكترونات التكافؤ. لاحظ أن عدد إلكترونات تكافؤ عناصر المجموعات من 13 إلى 18 يساوي رقم الآحاد فيها.

عناصر الفئات Block Elements s,p,d,f

يحتـــوي الجدول الدوري أعمدةً وصفوفًا ذات أحجام متفاوتة. ويعود الســـبب في عدم انتظام شكل الجدول الدوري إلى أنه قُسّم إلى فئات تمثل مستويات الطاقة الثانوية للذرة، والتي تحتوي على إلكترونات التكافؤ. ولوجود أربعة مســـتويات طاقة ثانوية (s, p, d, f) فقد تم تقسيم الجدول الدوري إلى أربع فئات مختلفة كما في **الشكل 8–2**.



الشكل 8–2 ينقسم الجدول الدوري إلى أربع فئات هي s, p, d, f.

حلل ما العلاقـة بين الحد الأقصى لعدد الإلكترونـات التـي يمكـن أن توجـد في مستوى الطاقة الفرعي وحجم الفئة في الشكل؟

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

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

عناصر الفئة - p وبعد امتلاء المستوى الثانوي s بإلكترونات التكافؤ تبدأ هذه الإلكترونات في تعبئة المستوى الثانوي p. وتشمل مجموعات العناصر 13 - 18، في الجدول الدوري، التي لها مستويات p الفرعية الممتلئة كليًّا أو جزئيًّا بإلكترونات التكافؤ. ولا يوجد عناصر من فئة p في الدورة الأولى؛ لأن مستويات p الثانوية لا توجد في مستوى الطاقة الرئيس الأول n=1. والبورون B هو العنصر الأول في فئة p، ويوجد في الدورة الثانية. وتمتد فئة p على مدى ست مجموعات؛ لأن مستويات p الفرعية الثلاثة تتسع لـ 6 إلكترونات على الأكثر. وعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) عناصر فريدة في فئة P؛ وذلك لأن ذرات عناصرها مستقرة لدرجة أنها تقريبًا لا تتفاعل كيميائيًّا. ويوضح **الجدول 4–2** التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة الأربعة الأولى. إن مستويات الطاقة الفرعية s وp في مستويات الطاقة الخارجية لها ممتلئة تمامًا بالإلكترونات. وينتج عن هذا التوزيع الإلكتروني استقرار بنائها الذري.

المفردات

الاستعمال العلمي

البنية: Structure

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

اشترك عدد من العلماء في اكتشاف بنية الذرة.

الشكل 9–2 تاريخ الجدول الدوري

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

1600

1789م عرّف أنتوني لافوازييه العنصر، وأعد قائمة بالعناصر المعروفة وميَّز بين الفلزات واللافلزات.

1700

1800

1828م بدأ العلماء في اتخاذ الحروف رموزًا للعناصر الكيميائية.

1869م طوّر كل من لوثرماير وديمتري مندليف - كل منهما على حدة - جداول للعناصر، تستند إلى خواصها، وتوقَّعا خواص عناصر أخرى غير معروفة.

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

1905

1913م حدّد هنري موزلي العدد الذري للعناصر المعروفة، وأثبت أنَّ خواص العناصر تتغير بشكل دوري مع العدد الذري.

1920

عناصر الفئة - d تحتوي على الفلزات الانتقالية، وهي أكبر الفئات. وعلى الرغم من وجود بعض الاستثناءات إلا أن عناصر الفئة d تتميز بامتلاء كلي للمستوى الفرعي s من مستوى الطاقة الرئيس n، وبامتلاء جزئي أو كلي لمستويات d الفرعية من مستوى الطاقة n–1. وكلما تحركت عبر الدورة تقوم الإلكترونات بتعبئة المستوى d. فعلى سبيل المثال، الإسكانديوم Sc أول عناصر الفئة d، له التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^1$. أما عنصر التيتانيوم – وهو العنصر الثاني في الجدول – فله التوزيع الإلكتروني $[Ar]\ 4s^2\ 3d^2$. لاحظ أن المستوى الخارجي s الممتلئ في عنصر التيتانيوم يكون في المستوى الرئيس n = 4، في حين أن المستوى d شبه الممتلئ يكون في المستوى الرئيس n=3. ينص مبدأ أوفباو aufbau على أن المستوى 4s له طاقة أقل من طاقة المستوى 3d. لذا فإن المستوى 4s يمتلئ قبل المستوى 3d. ولأن مستويات d الفرعية الخمسة تتسع لـ 10 إلكترونات لذا فإن العناصر فئة d تمتد على مدى 10 مجموعات في الجدول الدوري.

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

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

لقد استغرق تطوير الجدول الدوري سنين عديدة، وما زالت عملية التطوير جارية؛ حيث يتم تحضير العناصر بطريقة صناعية باستمرار. ارجع إلى **الشكل 9–2** لمزيد من المعلومات عن تاريخ الجدول ومساهمات العديد من العلماء في تطويره.

ماذا قرأت؟ لخص كيف يمكن تعريف كل فئة من الجدول الدوري؟

تُعرَّف فئات الجدول الدوري بناءً على المستويات الفرعية التي تملأها الإلكترونات. الفئة s تتكون من عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى s. الفئة p تتكون من عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى p. الفئة d تتكون من عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى d. الفئة f تتكون من عناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى f.

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.

1940م تم ضم العناصر المحضرة صناعيًّا التي لها عدد ذري أكبر من 92 إلى فئة جديدة في الجدول تُسمى الأكتنيدات.

1969م قام الباحثون في جامعة بيركلي بتحضير أول العناصر الصناعية الأثقل من الأكتنيدات، وفترة عمر النصف له 4.7s وسمِّي رذرفورديوم.

1985م تبنى الاتحاد الدولي لعلوم الكيمياء البحتة والتطبيقية الجدول الدوري الحالي المستخدم في أنحاء العالم.

1999م أعلن بعض الباحثين اكتشاف العنصر 114، وسمي أونوكواديوم (الذي أطلق عليه -لاحقًا- الفليروفيوم). ويعتقد العلماء أن هذا العنصر ربما يكون أول العناصر ذات الاستقرار النسبي ضمن العناصر المحضرة صناعيًّا.

Ununtrium	Ununpentium
113	115
Uut	Uup
(284)	(288)

2004م أعلن علماء من روسيا عن اكتشاف العنصرين 113 و115.

13. يتوقع أن يكون الزينون من اللافلزات. يقع في المجموعة 18، الدورة 5. التفسير: خواصه، كغاز رديء التوصيل للحرارة والكهرباء، تطابق خواص اللافلزات. موقعه في المجموعة 18 (الغازات النبيلة) يعني أن مستوى الطاقة الخارجي له مكتمل بالإلكترونات، مما يجعله مستقرًا وغير نشط كيميائيًا.

مثال 1–2

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

1 تحليل المسألة

لديك التوزيع الإلكتروني لعنصر الإسترانشيوم

المعطيات

التوزيع الإلكتروني = $[Kr]\,5s^2$

المطلوب

المجموعة = ؟ الدورة = ؟ الفئة = ؟

2 حساب المطلوب

يشير عدد إلكترونات التكافؤ إلى رقم مجموعة العناصر الممثلة.

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

يشير رقم أعلى مستوى طاقة إلى رقم الدورة.

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.

تحضيري

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.** $[Kr]\,5s^2$ **d.** $[Xe]\,6s^2$

b. الفئة d c. الفئة p d. الفئة p

9. بالرجوع إلى الجدول الدوري، ما الرمز الكيميائي للعناصر التي لها التوزيعات الآتية لإلكترونات تكافئها:

a. $s^2\,d^1$ **b.** $s^2\,p^3$ **c.** $s^2\,p^6$ **d.** $s^2\,d^5$

10. تحفيز اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من العناصر الآتية: s, p, d, f

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

تحضيري

11. يحدد نوع المستوى الفرعي (s, p, d, f) الذي تملؤه إلكترونات التكافؤ فئة العنصر.

التقويم 2-2

الخلاصة

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

11. الفكرة الرئيسة **فسر** ما الذي يحدد فئات الجدول الدوري؟

12. حدّد فئة العناصر التي توزيع إلكترونات تكافئها على النحو الآتي:

a. s^2p^4 **b.** s^1 **c.** s^2d^1 **d.** s^2p^1

12. a. الفئة s

13. توقع عنصر الزينون غاز نبيل لا يتفاعل، ويستخدم في المصابيح الومضية، وهو رديء التوصيل للحرارة والكهرباء. فهل تتوقع أن يكون عنصر الزينون من الفلزات أو اللافلزات أو أشباه الفلزات؟ وأين يقع هذا العنصر في الجدول الدوري؟ فسر إجابتك.

14. فسر لماذا تكون عناصر المجموعة الواحدة متشابهة في خواصها الكيميائية؟

15. نمذج ارسم مخططًا بسيطًا للجدول الدوري، وبين فئات s، p، d، f.

تحضيري

14. لأن عناصر المجموعة الواحدة لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ، والتي تحدد الخواص الكيميائية للعنصر.

15. يتطلب السؤال رسم مخطط للجدول الدوري، مع تحديد مواقع الفئات s (يسار)، p (يمين)، d (وسط)، و f (أسفل).

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

2–3

الأهداف

- **تقارن** بين أنماط التغير في خواص العناصر حسب موقعها في الدورات والمجموعات.
- **تربط** التدرج في أنصاف أقطار الذرات في المجموعات أو الدورات مع التوزيع الإلكتروني لها، وطاقة تأينها، وسالبيتها الكهربائية.

مراجعة المفردات

مستوى الطاقة الأساسي: هو مستوى الطاقة الرئيس للذرة.

المفردات الجديدة

الأيون

طاقة التأين

الكهروسالبية

القاعدة الثمانية

تدرج خواص العناصر Periodic Trends

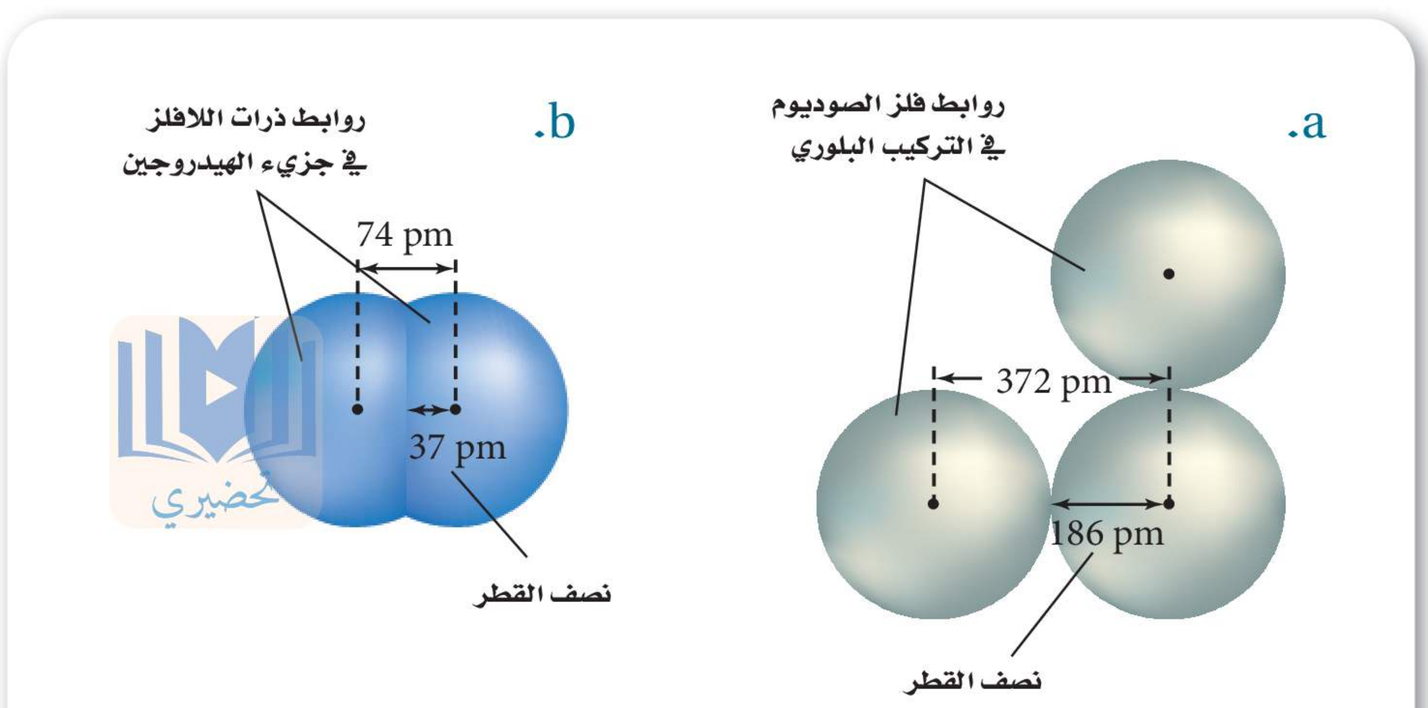
الفكرة الرئيسة **يعتمد تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري على حجوم الذرات، وقابليتها لفقدان إلكترونات أو اكتسابها.**

الربط مع الحياة يساعد التقويم على تتبع النشاطات في حياتنا؛ حيث يتكرر نمط الأسبوع من السبت إلى الجمعة. فإذا دونت بعض النشاطات اليومية سلفًا استطعت توقع ما يحدث في هذا اليوم من ذلك الأسبوع. وكذلك يتيح لنا ترتيب العناصر في الجدول الدوري تعرُّف خواص العديد من هذه العناصر.

نصف قطر الذرة Atomic Radius

يتغير الكثير من خواص العناصر بشكل متوقع، ويعرف ذلك التغير بالنمط، وهذا ما يحدث عند الانتقال عبر الدورة، أو المجموعة. إن حجم الذرة من الخواص الدورية الذي يتأثر بالتوزيع الإلكتروني. ويعرف الحجم الذري بمقدار اقتراب ذرة من ذرة أخرى مجاورة لها. ولأن طبيعة الذرة المجاورة تختلف من مادة إلى أخرى، لذا فإن حجم الذرة يتغير من مادة إلى مادة أخرى.

يعرف نصف قطر الذرة للفلزات – ومنها الصوديوم – بنصف المسافة بين نواتين متجاورتين في التركيب البلوري للعنصر، كما في **الشكل 2–10a**. أما بالنسبة للعناصر التي توجد على شكل جزيئات – ومنها اللافلزات – فيعرف نصف قطر الذرة بنصف المسافة بين نوى الذرات المتطابقة والمتحدة كيميائيًّا بروابط فيما بينها. ويوضح **الشكل 2–10b** نصف قطر جزيء ثنائي الذرة مثل الهيدروجين H_2.



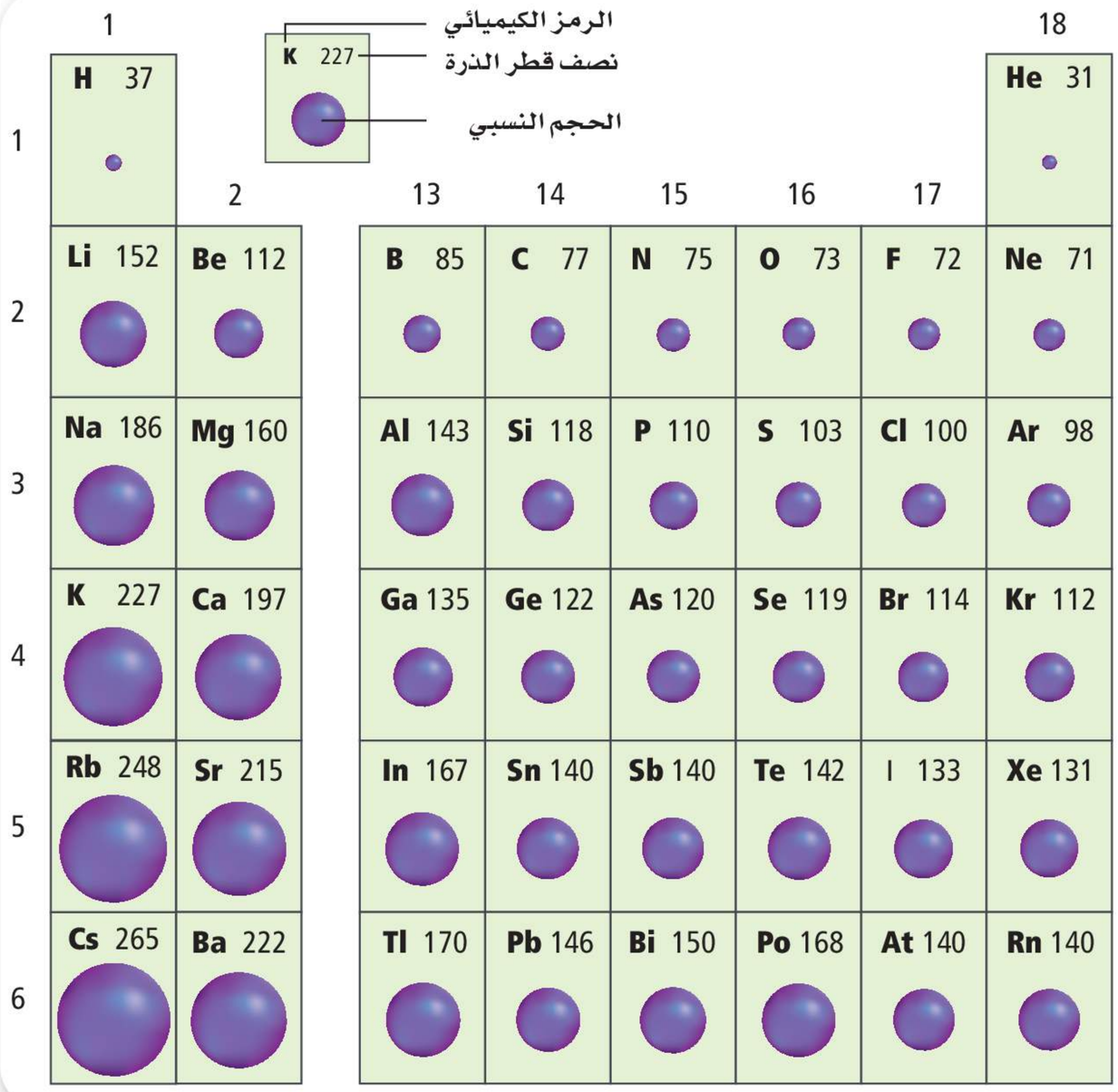
الشكل 2–10 تعتمد أنصاف أقطار الذرات على نوع الروابط التي تكوّنها الذرات.

نصف قطر ذرة الفلز هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متجاورتين في التركيب البلوري.

يتحدد نصف القطر لذرات اللافلزات بنصف المسافة بين نوى ذرتين متطابقتين ومتحدتين كيميائيًا.

$1 = 1\ pm = 10^{-12}\ m$ بيكومتر

لأنه عند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة، يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية المشغولة بالإلكترونات، مما يزيد من حجم الذرة. كما أن الإلكترونات الداخلية تحجب تأثير شحنة النواة الموجبة على إلكترونات التكافؤ، مما يقلل من قوة الجذب بينها وبين النواة، فيزداد نصف القطر.



الشكل 11-2 تتغير أنصاف أقطار العناصر الممثلة 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 نصف القطر الذري عبر الدورات يتناقص في الغالب نصف القطر عند الانتقال من يسار الدورة إلى يمينها. وسبب هذا التغير - كما في **الشكل 11–2** - هو زيادة الشحنة الموجبة في النواة مع بقاء مستويات الطاقة الرئيسة في الدورة ثابتًا؛ حيث يزداد - بالانتقال من اليسار إلى اليمين في الدورة - عدد البروتونات (شحنة موجبة) في نواة ذرة العنصر بروتونًا عن ذرة العنصر الذي قبله، بينما يبقى عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية ثابتًا، ويزداد عدد إلكترونات التكافؤ واحدًا أيضًا. وحيث لا يزداد حجب إلكترونات التكافؤ عند الزيادة في شحنة النواة، فإن شحنة النواة تجذب إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لتصبح أقرب إلى النواة.

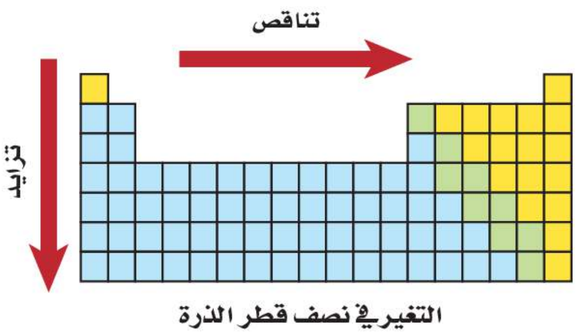
ماذا قرأت؟ ناقش كيف يفسّر نقصان نصف القطر عبر الدورة في الجدول الدوري، مع بقاء مستوى الطاقة الرئيس دون تغير؟

تدرج نصف القطر الذري عبر المجموعات يزداد في الغالب نصف قطر الذرة عند الانتقال إلى أسفل المجموعة؛ فعند الانتقال من أعلى إلى أسفل في المجموعة الواحدة تقابل الزيادة في الشحنة الموجبة في النواة زيادة في عدد إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية؛ أي أنّ شحنة النواة المؤثرة في إلكترونات مستوى الطاقة الأخير تبقى ثابتة تقريبًا لعناصر المجموعة الواحدة. وفي المقابل يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسة (قيمة عدد الكم الرئيس n) مما يجعل إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي أبعد عن النواة، ويقلل ازدياد هذه المسافة من تأثير الجذب الناتج عن زيادة شحنة النواة. كما تقوم مستويات الطاقة الإضافية بين النواة والإلكترونات الخارجية بحجب هذه الإلكترونات عن النواة. ويلخص **الشكل 12–2** هذه التغيرات عبر الدورة والمجموعة.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

الشكل 12–2 ينقص نصف القطر عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، ويزداد كلما اتجهنا إلى أسفل في المجموعة.



تحضيري

مثال 2–2

فسر التدرج في نصف قطر الذرة أي الذرات الآتية لها أكبر نصف قطر: الكربون C، أو الفلور F، أو البيريليوم Be، أو الليثيوم Li؟

أجب عن السؤال دون الرجوع إلى **الشكل 11–2**، وفسر إجابتك حسب اتجاه التغير في أنصاف الأقطار.

1 تحليل المسألة

إذا كان لديك 4 عناصر فحدد أولاً رقم كل من المجموعة والدورة التي يشغلها كل عنصر، ثم استخدم نمط التغير العام لنصف القطر لتحديد أي العناصر نصف قطر ذرته أكبر.

2 حساب المطلوب

حدّد الدورات

بالرجوع إلى الجدول الدوري تجد أن العناصر جميعها موجودة في الدورة الثانية.

وبترتيب العناصر من اليسار إلى اليمين عبر الدورة يظهر التسلسل الآتي: Li، و Be، وC، وF.

طبّق اتجاه تناقص نصف القطر عبر الدورة

إن أول عنصر في الدورة الثانية هو الليثيوم Li، لذا فلذرته أكبر نصف قطر.

18. لا، لا يمكن التحديد. لأن تحديد العنصر الأكبر نصف قطر يعتمد على موقع العنصرين في الجدول الدوري (الدورة والمجموعة)، وليس فقط على الفرق في العدد الذري.

3 تقويم الإجابة

تم تطبيق اتجاه نمط التغير في مقدار نصف القطر عبر الدورة بشكل صحيح.

وبالرجوع إلى قيم أنصاف الأقطار في **الشكل 11–2** نتحقق من الإجابة.

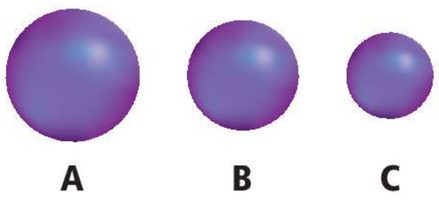
مسائل تدريبية

استعن بمعرفتك بأنماط التغير في نصف قطر الذرة عبر الدورة والمجموعة؛ للإجابة عن الأسئلة الآتية، دون استخدام قيم نصف قطر الذرة في الشكل 11–2.

16. الصوديوم (Na) له أكبر نصف قطر. الكبريت (S) له أصغر نصف قطر.

16. أي العناصر له أكبر نصف قطر: الماغنسيوم Mg، أو السليكون Si، أو الكبريت S، أو الصوديوم Na، وأيها له أصغر نصف قطر؟

17. يبين الشكل المجاور عناصر الهيليوم، والكربتون والرادون. أيها يمثل عنصر الكربتون؟ وكيف يمكن الاستدلال على ذلك؟



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

19. تحفيز حدّد أي العنصرين في كل زوج مما يأتي له نصف قطر أكبر:

a. عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 18

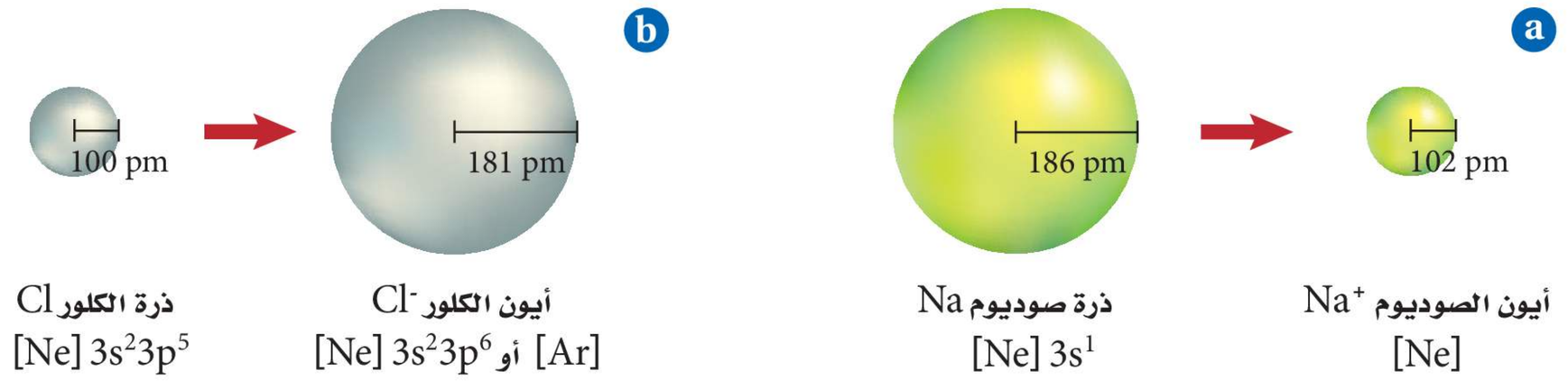
b. عنصر في الدورة 5 والمجموعة 2، أو عنصر في الدورة 3 والمجموعة 16

c. عنصر في الدورة 3 والمجموعة 14، أو عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15

d. عنصر في الدورة 4، والمجموعة 18، أو عنصر في الدورة 2، والمجموعة 16

19.
a. عنصر في الدورة 2 والمجموعة 1.
b. عنصر في الدورة 5 والمجموعة 2.
c. عنصر في الدورة 6 والمجموعة 15.
d. عنصر في الدورة 4 والمجموعة 18.

17. الكرة B تمثل الكريبتون (Kr). الاستدلال: الهيليوم والكريبتون والرادون جميعها في المجموعة 18، ويزداد نصف القطر الذري بالانتقال إلى أسفل المجموعة. وبما أن الكريبتون يقع بين الهيليوم والرادون، فإن نصف قطره سيكون متوسطًا بينهما، وهو ما يمثله الشكل B.



الشكل 13-2

a. الأيونات الموجبة أصغر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

b. الأيونات السالبة أكبر حجمًا من ذراتها المتعادلة.

نصف قطر الأيون Ionic Radius

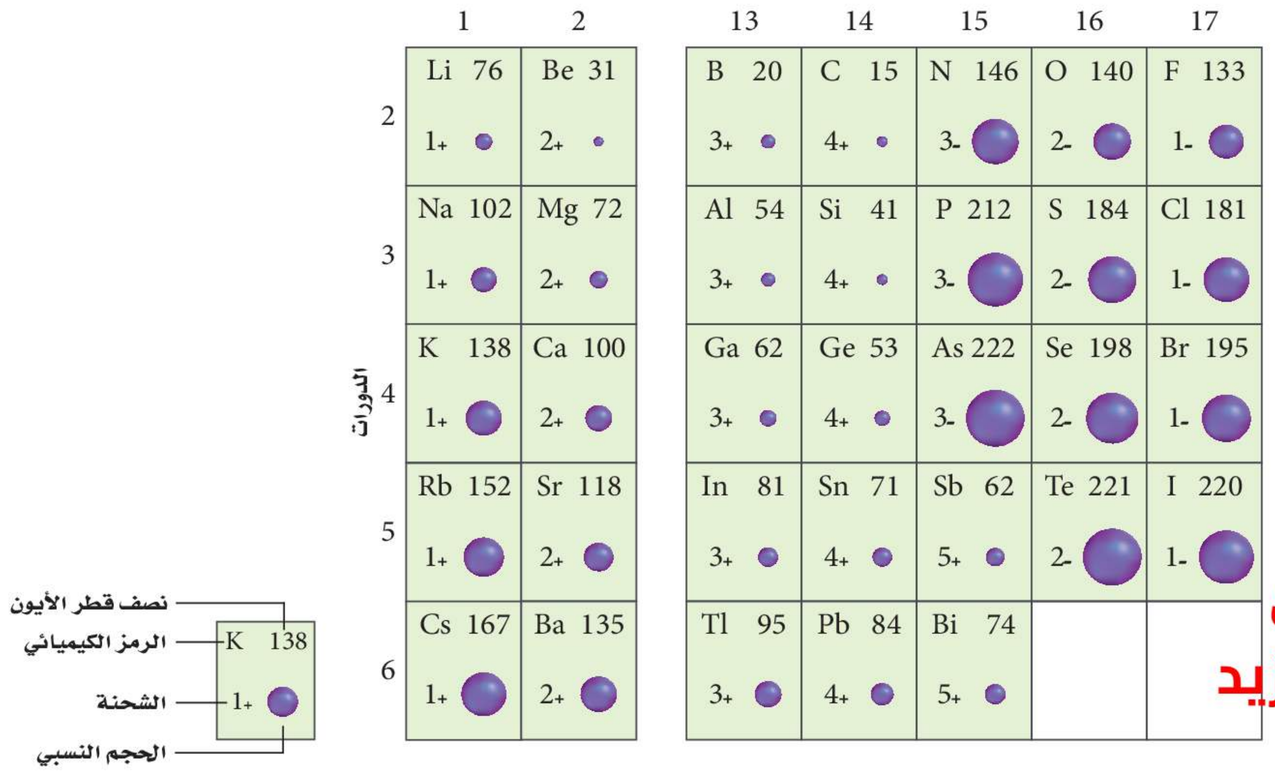
تستطيع الذرات فقد أو اكتساب إلكترون أو أكثر لتكوين الأيونات. ولأن الإلكترونات سالبة الشحنة فإن الذرات تصبح مشحونةً عندما تكتسب الإلكترونات أو تفقدها. لذا **فالأيون** ذرة أو مجموعة ذرية لها شحنة موجبة أو سالبة.

عندما تفقد الذرة الإلكترونات وتكون أيونًا موجبًا يصغر حجمها. ويُعزى ذلك إلى عاملين: أولهما أن الإلكترون الذي تفقده الذرة غالبًا ما يكون إلكترون تكافؤ. وقد ينتج عن فقدانه فراغ المدار الخارجي، مما يسبب نقصان نصف القطر. ثانيًا: يقلّ التنافر بين ما تبقى من الإلكترونات، بالإضافة إلى زيادة التجاذب بينها وبين النواة ذات الشحنة الموجبة، مما يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

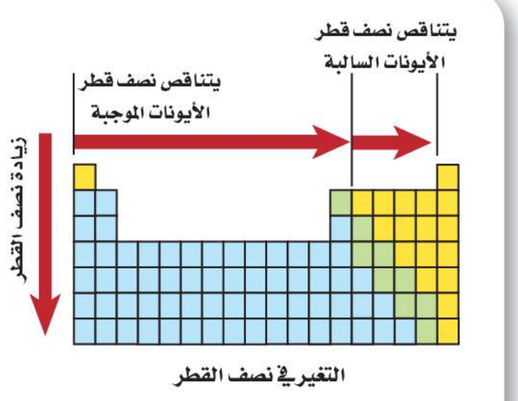
عندما تكتسب الذرات إلكترونات وتكون أيونات سالبة يزداد حجمها؛ لأن إضافة إلكترون إلى الذرة يولّد تنافرًا أكبر مع إلكترونات المستوى الخارجي، ويدفعها بقوة نحو الخارج. وينتج عن زيادة المسافة بين الإلكترونات الخارجية زيادة في مقدار نصف القطر مما لا يسمح للإلكترونات بالاقتراب أكثر من النواة. ويوضح **الشكل 13a–2** كيف يقل نصف قطر ذرة الصوديوم عندما تكوّن أيونًا موجبًا، كما يوضح **الشكل 13b–2** كيف يزيد نصف قطر ذرة الكلور عندما تكون أيونًا سالبًا.



الشكل 14–2 يوضح نصف القطر الأيوني للعناصر الممثلة مقيسًا بوحدة pm (10^{-12}m).

فسر لماذا يزيد نصف قطر الأيون الموجب والأيون السالب عند الانتقال إلى أسفل المجموعة في معظم المجموعات؟

لأن الإلكترونات في الأيونات تشغل مستويات طاقة أعلى عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، تماماً كما في الذرات المتعادلة، مما يجعلها أبعد عن النواة ويزيد من نصف قطرها.



الشكل 15–2 يلخص الشكل التغير العام في نصف قطر الأيون.

تجربة عملية

خواص الجدول الدوري للعناصر

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

تدرج نصف قطر الأيون عبر الدورات يوضح **الشكل 14–2** أنصاف أقطار أيونات معظم العناصر الممثلة. لاحظ أن العناصر التي في الجهة اليسرى من الجدول تكون أيونات موجبة أصغر حجمًا، في حين تكوِّن العناصر التي في الجهة اليمنى من الجدول أيونات سالبة أكبر حجمًا. وفي الغالب، كلما تحركت من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تناقَص حجم الأيون الموجب. وعند بداية المجموعة 15 أو 16 يتناقص حجم الأيون السالب أيضًا تدريجيًّا.

تدرج نصف قطر الأيون عبر المجموعات عندما تنتقل في المجموعة من أعلى إلى أسفل فإن إلكترونات المستويات الخارجية في الأيون تكون في مستويات طاقة أعلى؛ مما ينتج عنه زيادة في حجم الأيون. لذا يزداد نصف قطر كل من الأيونات الموجبة والسالبة عند الانتقال إلى أسفل خلال المجموعة. ويلخص **الشكل 15–2** اتجاه التغير في نصف قطر الأيونات عبر المجموعات والدورات.

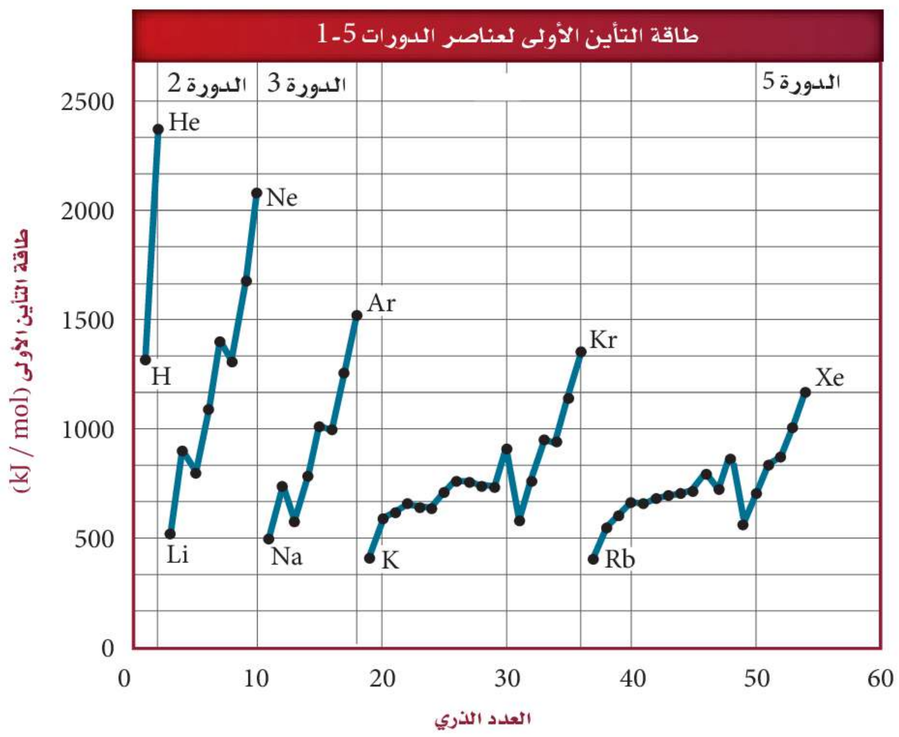
طاقة التأين Ionization Energy

يتطلب تكوين أيون موجب انتزاع إلكترون من ذرة متعادلة. ويحتاج هذا العمل إلى طاقة للتغلب على قوة التجاذب بين شحنة النواة الموجبة والشحنة السالبة للإلكترون. وتعرّف **طاقة التأين** بالطاقة اللازمة لانتزاع إلكترون من ذرة العنصر في الحالة الغازية. فمثلاً نحتاج إلى 8.64×10^{-19}J لانتزاع إلكترون من ذرة الليثيوم في الحالة الغازية. وتسمى الطاقة اللازمة لانتزاع أول إلكترون من الذرة المتعادلة طاقةَ التأين الأولى. لذا فطاقة التأين الأولى لليثيوم هي 8.64×10^{-19} J. كما ينتج عن فقدان الإلكترون تكوين أيون Li^+. ويبين **الشكل 16–2** طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات من 1 إلى 5.

طاقة التأين هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون الأبعد عن النواة في الذرة المفردة وهي في حالتها الغازية.

ماذا قرأت؟ **عرّف** طاقة التأين.

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



الشكل 16–2 يوضح طاقة التأين الأولى لعناصر الدورات 5–1 مقارنةً بالعدد الذري لها.

اختبار الرسم البياني

صف اتجاه التغير في طاقة التأين الأولى خلال المجموعة.

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

تُمثل كل مجموعة من النقاط المتصلة في الرسم الموضح في **الشكل 16–2** العناصر الموجودة في دورة واحدة. وتكون طاقة تأين فلزات المجموعة 1 منخفضة، لذا تميل إلى تكوين أيونات موجبة. أما طاقة تأين عناصر المجموعة 18 فهي عالية جدًّا، لذلك لا تكوّن أيونات في أغلب الأحيان؛ حيث إن التوزيع الإلكتروني المستقر لهذه العناصر يحد من نشاطها الكيميائي.

انتزاع أكثر من إلكترون قد تنتزع إلكترونات أخرى بعد انتزاع الإلكترون الأول من الذرة. وتسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثانٍ من أيون أحادي الشحنة الموجبة طاقةَ التأين الثانية. وتُسمى الطاقة التي يتطلبها انتزاع إلكترون ثالث من أيون ثنائي الشحنة الموجبة طاقةَ التأين الثالثة، كما هو موضح في الجدول **5–2**.

تلاحظ عند الانتقال في الجدول من اليمين إلى اليسار أن طاقة التأين في تزايد دائم، ولكن ليس بشكل منتظم؛ حيث إن هناك حالات تكون فيها الزيادة في طاقة التأين كبيرة جدًّا. فمثلاً، طاقة التأين الثانية لليثيوم (7300 kJ /mol) أكبر كثيرًا من طاقة التأين الأولى (520 kJ /mol). وهذا يعني أن ذرة الليثيوم غالبًا ما تفقد إلكترونًا واحدًا، ومن غير المتوقع أن تخسر إلكترونًا ثانيًا.

ماذا قرأت؟ استنتج ما عدد الإلكترونات التي يمكن أن تخسرها ذرة الكربون؟

إذا تفحصت الجدول فستلاحظ أن الزيادة الكبيرة في طاقة التأين مرتبطة مع عدد إلكترونات التكافؤ. لعنصر الليثيوم إلكترون تكافؤ واحد، لذا تحدث مثل هذه الزيادة بعد طاقة التأين الأولى. ويشكل عنصر الليثيوم أيون Li^+ بسهولة، ولكن من الصعوبة تشكيل أيون Li^{2+}. لذا تشير الزيادة في طاقة التأين هذه إلى أن القوة التي تمسك بها الذرة إلكتروناتها الداخلية أكبر كثيرًا من تلك التي تمسك بها الذرة إلكترونات التكافؤ.

تدرج طاقة التأين عبر الدورات يتبين من **الشكل 16–2** والقيم في **الجدول 5–2**، أن طاقة التأين الأولى تزداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة نفسها. وتُنتج الزيادةُ في شحنة نواة كل عنصر زيادةً في قوة جذبها لإلكترونات التكافؤ.

الكيمياء في واقع الحياة

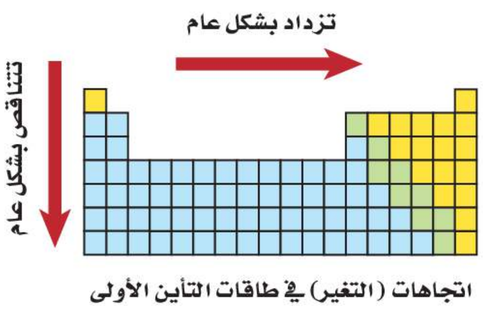
طاقة التأين

الغوص إن الزيادة في الضغط الذي يتعرض له الغواصون تحت سطح الماء يتسبب في دخول كمية أكبر من الأكسجين إلى الدم، مما يسبب الإرباك والغثيان. ولتجنب ذلك يلجأ الغواصون إلى استخدام خليط هليوكس – أكسجين مخفف بالهيليوم.

إن طاقة تأين الهيليوم العالية لا تسمح بتفاعله كيميائيًا مع الدم.

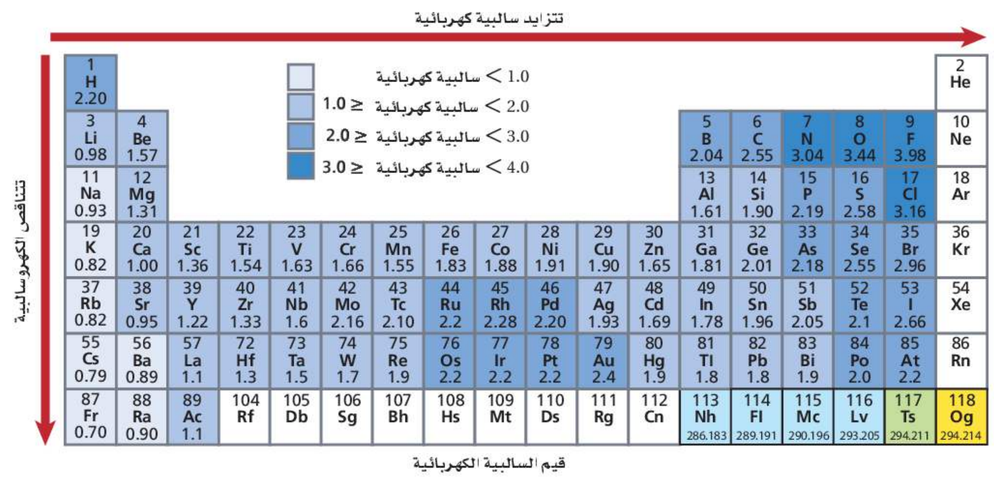
ماذا قرأت :يمكن لذرة الكبريت أن تخسر 6 إلكترونات (وهي إلكترونات التكافؤ).
سيحدث ارتفاع كبير في طاقة التأين عند محاولة إزالة الإلكترون السابع.

تـدرج طاقـة التأين عبر المجموعات تقل طاقة التأين الأولى عند الانتقال من أعلى إلى أسـفل المجموعـة. ويعود ذلك إلى زيادة حجم الذرة، والحاجة إلى طاقة أقل لانتزاع الإلكترون كلما ابتعد الإلكترون عن النواة، كما هو موضح في **الشكل 17–2**.



اتجاهات (التغير) في طاقات التأين الأولى

الشـكل 17-2 تـزداد طاقـة التأيـن عنـد الانتقـال من اليسـار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص عند الانتقال إلى أسفل المجموعة.



الشـكل 18-2 يوضـح قيـم الكهروسـالبية لمعظـم العناصر المعطاة بوحدات "باولنج".

استنتج لمـاذا لـم تـوضـع قيم الكهروسالبية للعناصر النبيلة؟

الكهروسالبية (السالبية الكهربائية) Electronegativity

تعرف **الكهروسـالبية** على أنها مدى قابلية ذرات العنصر على جذب الإلكترونات في الرابطة الكيميائية. ويبين **الشكل 18–2** أن الكهروسالبية غالبًا تقل عند الانتقال إلى أسفل المجموعة، وتزاداد عند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة.

وتـتراوح قيم الكهروسـالبية للعناصر بـين 0.7 و 3.98 ووحدتها باولنج؛ نسـبة إلى العـالم الأمـريكـي 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 الكهروسـالبية الكبرى قوة جذب أكبر لإلكترونات الرابطة. ولذا لم تُعين قيم الكهروسالبية للغازات النبيلة؛ لأنها تشكل عددًا قليلاً من المركبات.

3. تزداد الكتلة بشكل عام عبر الدورة (من اليسار إلى اليمين) وعبر المجموعة (من الأعلى إلى الأسفل). عند ترتيب العناصر حسب خصائصها، قد يوضع عنصر كتلته أصغر بعد عنصر كتلته أكبر (مثل وضع Xn بعد Bp) للحفاظ على تشابه الخواص في المجموعة الواحدة.

تجربة

رتب العناصر

كيف تتدرج الخواص؟

الخطوات

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. اعمل بطاقـة تعريف لكل عنصر من واقـع المعلومات في الجدول المقابل.
3. اعمل جدولًا في هيئة مصفوفة (4 أعمدة × 3 صفوف).
4. رتب بطاقات العناصر تصاعديًّا حسب كتلها.
5. ابدأ بوضع البطاقات في الجدول مراعيًا تسلسل كتل العناصر وخصائصها، واترك مربعات فارغة عند الضرورة.

التحليل

1. اعمل جدولًا تبين فيه التنظيم في صورته النهائية.
2. صف التدرج في اللون عبر الدورة وعبر المجموعة في التنظيم الذي أعددته.
3. **صـف** التدرج في الكتلـة عبر الدورة وعـبر المجموعة في التنظيم الذي أعددته، وفسر موقع أي عنصر لا ينسجم مع النمط.
4. **توقـع** أين يمكن وضع عنصر غازي جديد اسـمه ph في الجدول الذي أعددته؟ وما مقدار كتلة ph؟
5. **توقع** خواص العنصر الذي سيحتل الفراغ الأخير في الجدول.

الرمز	الكتلة (g)	الحالة	اللون
Ad	52.9	صلب/ سائل	برتقالي
Ax	108.7	صلب قابل للطرق	أزرق باهت
Bp	69.3	غاز	أحمر
Cx	112.0	صلب هش	أخضر باهت
Lq	98.7	صلب قابل للطرق	أزرق
Pd	83.4	صلب هش	أخضر
Qa	68.2	صلب قابل للطرق	أزرق غامق
Px	106.9	سائل	أصفر
Tu	64.1	صلب هش	أخضر
Xn	45.0	غاز	بنفسجي

4. يوضع العنصر ph في نفس مجموعة العنصر Xn (مجموعة الغازات) ولكن في صف أسفل منه. ستكون كتلته أكبر من كتلة Xn، ويمكن تقديرها بحوالي 70-75 بناءً على التدرج في المجموعات الأخرى.

5. العنصر الذي سيحتل الفراغ الأخير سيكون له خواص مشابهة للعناصر في مجموعته، وستكون كتلته الذرية أكبر من العناصر التي تسبقه في نفس المجموعة.

22. لأن الإلكترون الثاني لليثيوم يتم انتزاعه من مستوى طاقة داخلي مكتمل ومستقر ($1s^2$)، وهو قريب جداً من النواة. أما الإلكترون الرابع للكربون فهو إلكترون تكافؤ ($2s^2$). انتزاع إلكترون داخلي من غلاف مكتمل يتطلب طاقة هائلة أكبر بكثير من طاقة انتزاع إلكترون تكافؤ.

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

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ ذرة الصوديوم Na ؛ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ أيون الصوديوم Na^+

لاحظ أن التوزيع الإلكتروني لأيون Na^+ مشابه للتوزيع الإلكتروني للنيون (غاز نبيل). وتؤدي هذه الملاحظة إلى أحد أهم المبادئ الكيميائية، وهو القاعدة الثمانية. تنص **القاعدة الثمانية** على أن الذرة تكتسب الإلكترونات أو تخسرها أو تشارك بها، لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ في مستوى طاقتها الأخير. وتعزّز هذه المعرفة ما تعلمناه من قبل من أن التوزيع الإلكتروني لمستويات s وp الفرعية لنفس مستوى الطاقة الممتلئة بالإلكترونات يكون أكثر استقرارًا. كما يجب أن تلاحظ أن هذه القاعدة لا تشمل عناصر الدورة الأولى؛ لأنها تحتاج إلى إلكترونين فقط.

تكمن فائدة هذه القاعدة في تحديد نوع الأيون الذي ينتجه العنصر. فالعناصر التي تقع على الجانب الأيمن من الجدول الدوري تكتسب عادة الإلكترونات لتحصل على التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل. ولهذا السبب تنتج هذه العناصر أيونات سالبة، إلا أنه - بطريقة مشابهة - تفقد العناصر التي على الجانب الأيسر الإلكترونات لتنتج أيونات موجبة.

20. عبر الدورة، يزداد العدد الذري وتضاف الإلكترونات إلى نفس مستوى الطاقة الرئيسي، فتزداد شحنة النواة وتجذب الإلكترونات بقوة أكبر، مما يؤدي إلى تناقص نصف القطر. أما عبر المجموعة، فيزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية، مما يزيد من بعد إلكترونات التكافؤ عن النواة ويزيد من تأثير الحجب، فيزداد نصف القطر.

تجربة عملية

تدرج خواص العناصر في الجدول الدوري

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

21.
a. الكهروسالبية: الفلور أكبر.
b. نصف قطر الأيون: البروم أكبر.
c. نصف قطر الذرة: البروم أكبر.
d. طاقة التأين: الفلور أكبر.

التقويم 2-3

الخلاصة

- يتناقص نصف قطر الأيون أو الذرة من اليسار إلى اليمين عبر الدورات، ويزداد من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تزداد طاقة التأين غالبًا من اليسار إلى اليمين عبر الدورات وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.
- تنص القاعدة الثمانية على أن الذرات تكتسب الإلكترونات أو تخسرها، أو تتشارك بها لتحصل على ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تزداد الكهروسالبية غالبًا من اليسار إلى اليمين عبر الدورة، وتتناقص من أعلى إلى أسفل عبر المجموعات.

20. الفكرة الرئيسة **فسر** العلاقة بين التدرج في نصف قطر الذرة عبر الدورات والمجموعات في الجدول الدوري والتوزيع الإلكتروني.

21. **بيّن** أيهما له أكبر قيمة لكل مما يأتي: الفلور أم البروم؟

a. الكهروسالبية
b. نصف قطر الأيون
c. نصف قطر الذرة
d. طاقة التأين

22. **فسر** لماذا يحتاج انتزاع الإلكترون الثاني من ذرة الليثيوم إلى طاقة أكبر من الطاقة اللازمة لانتزاع الإلكترون الرابع من ذرة الكربون؟

23. **احسب** فرق الكهروسالبية، ونصف قطر الأيون، ونصف قطر الذرة، وطاقة التأين الأولى بين الأكسجين والبيريليوم.

24. **عمل الرسوم البيانية واستخدامها** مثّل بيانيًّا أنصاف أقطار العناصر الممثلة في الدورات 2، 3، 4 مقابل أعدادها الذرية. على أن تحصل على ثلاثة منحنيات منفصلة (منحنى لكل دورة). ثم لخص نمط التغير (التدرج) في نصف قطر الذرة عبر الدورة في ضوء الرسم الذي عملته. فسر إجابتك.

23. باستخدام قيم تقريبية من الأشكال: فرق الكهروسالبية: 3.44 - 1.57 = 1.87. فرق نصف قطر الذرة: 112 - 73 = 39 pm. فرق طاقة التأين الأولى: 1314 - 900 = 414 kJ/mol. فرق نصف قطر الأيون: 140 - 31 = 109 pm.

24. يظهر الرسم البياني أن نصف القطر الذري يتناقص بشكل عام عبر كل دورة (من اليسار إلى اليمين). التفسير: لأنه في الدورة الواحدة، تزداد شحنة النواة بينما تضاف الإلكترونات إلى نفس مستوى الطاقة الرئيسي، فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية ويقل حجم الذرة.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–1 تكون الأيون Ion Formation

الأهداف

- **تعرّف** الرابطة الكيميائية.
- **تصف** تكوين الأيونات الموجبة والسالبة.
- **تربط** بين تكوّن الأيون وتوزيعه الإلكتروني.

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

الرابطة الكيميائية

الكاتيون

الأنيون

الفكرة الرئيسة **تتكون الأيونات عندما تفقد الذرات إلكترونات التكافؤ أو تكتسبها لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرارًا.**

الربط مع الحياة تخيل أنك ذاهب ومجموعة من الأصدقاء لتلعبوا كرة القدم، فوجدتم هناك مجموعة أخرى أكثر عددًا يريدون اللعب أيضًا، فاتفقتم على تشكيل فريقين متساويين مما يؤدي إلى أن تفقد إحدى المجموعتين بعض لاعبيها لينضموا إلى المجموعة الأخرى. وهكذا بطريقة مشابهة يكون سلوك الذرات أحيانًا عند تكوين المركبات.

الرابطة الكيميائية Chemical bond

تحتوي الذرة كما تعلم على إلكترونات سالبة الشحنة تحيط بنواة تتضمن بروتونات موجبة الشحنة، بالاضافة إلى النيوترونات المتعادلة الشحنة. وتكون الذرة متعادلة الشحنة لأن عدد الإلكترونات السالبة فيها مساوٍ لعدد البروتونات الموجبة. وتميل جميع الذرات إلى الوصول لحالة من الاستقرار بحيث تكون طاقتها أقل ما يمكن، وذلك بامتلاك مستوى طاقة أخير ممتلئ بالإلكترونات. ويمكن أن يحدث ذلك من خلال **الرابطة الكيميائية**؛ وهي عبارة عن قوة تجاذب تنشأ بين ذرتين أو أكثر من خلال فقد الذرة للإلكترونات أو اكتسابها أو المساهمة فيها بالاشتراك مع ذرة أو ذرات أخرى.

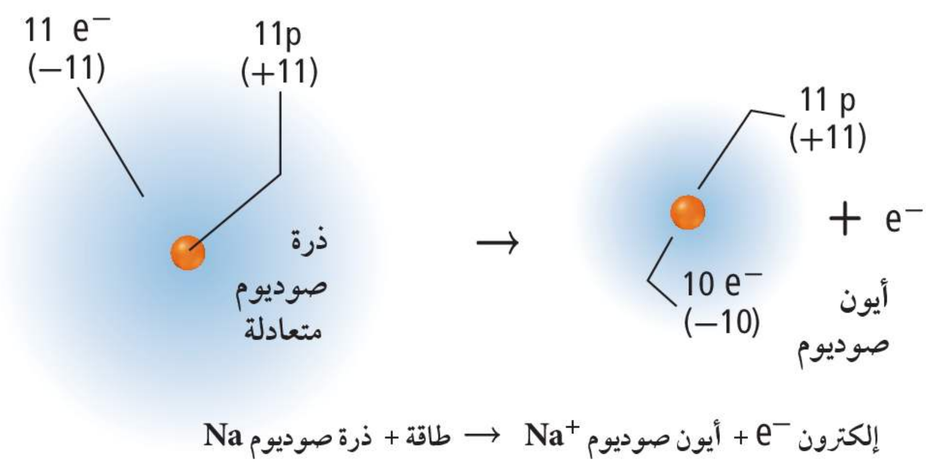
تكوين الأيون الموجب Positive Ion Formation

يتكون الأيون الموجب عندما تفقد الذرة إلكترون تكافؤ واحدًا أو أكثر لتحصل على التوزيع الإلكتروني المشابه للتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. ويُسمى الأيون الموجب **بالكاتيون**. ولفهم تكوين الأيون الموجب قارن بين التوزيع الإلكتروني لغاز النيون النبيل (العدد الذري يساوي 10) والتوزيع الإلكتروني لفلز الصوديوم القلوي (العدد الذري يساوي 11).

ذرة النيون Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
ذرة الصوديوم Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
أيون الصوديوم Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$

لذرة الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد في المستوى 3s، ولذا فهي تختلف عن ذرة غاز النيون النبيل بهذا الإلكترون الإضافي. وعندما تفقد ذرة الصوديوم هذا الإلكترون، تحصل على توزيع إلكتروني مستقر مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون. ويوضح الشكل **1–3** كيف تفقد ذرة الصوديوم إلكترون التكافؤ لتتحول إلى كاتيون.

تحضيري



الشكل 1–3 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 انبعاثها؟

ومن الضروري معرفة أنه رغم حصول ذرة الصوديوم على توزيع إلكتروني مشابه للتوزيع الإلكتروني لذرة النيون إلا أنها لم تتحول إلى ذرة نيون، بل تحولت إلى أيون صوديوم أحادي الشحنة الموجبة، وأن عدد البروتونات (11) الذي يميز ذرة الصوديوم ما زال ثابتًا داخل النواة لم يتغير.

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

أيونات الفلزات إن ذرات الفلزات نشيطة كيميائيًّا؛ لأنها تفقد إلكترونات تكافئها بسهولة. وفلزات المجموعتين الأولى والثانية أكثر الفلزات نشاطًا في الجدول الدوري. فعلى سبيل المثال، تُكوِّن فلزات البوتاسيوم والماغنسيوم الموجودة في المجموعتين 1 و 2 على الترتيب، الأيونات K^+ وMg^{2+}، كما تُكوِّن بعض ذرات عناصر المجموعة 13 أيونات موجبة أيضًا. ويلخص **الجدول 1–3** الأيونات التي تكوّنها ذرات فلزات المجموعات 1و 2 و13.

الجدول 1-3 أيونات المجموعات 1و 2 و 13

المجموعة	التوزيع	شحنة الأيون المتكون
1	ns^1 [غاز نبيل]	(+ 1) عند فقد إلكترون s^1
2	ns^2 [غاز نبيل]	(+ 2) عند فقد إلكتروني s^2
13	ns^2np^1 [غاز نبيل]	(+ 3) عند فقد إلكترونات s^2p^1

أيونات الفلزات الانتقالية

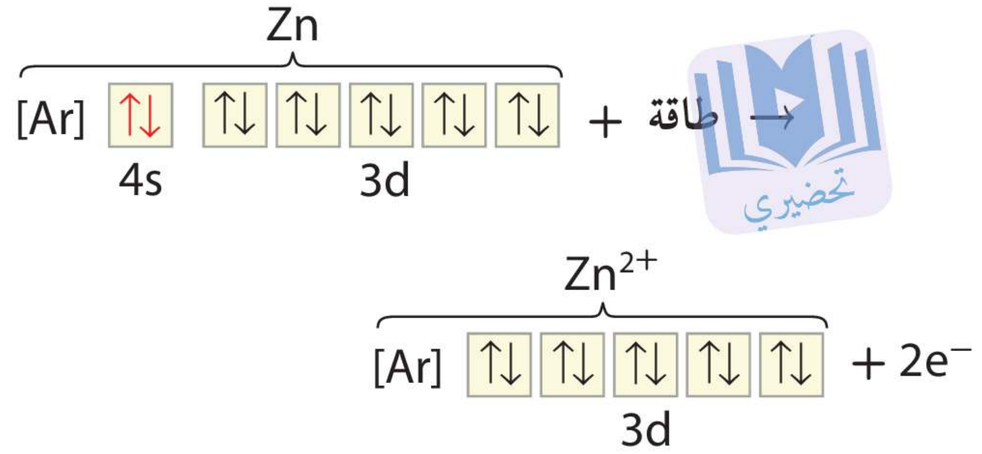
تذكّر أن مستوى الطاقة الخارجي للفلزات الانتقالية هو ns^2 . وعند الانتقال من اليسار إلى اليمين عبر الدورة تقوم ذرة كل عنصر بإضافة إلكترون إلى المستوى الثانوي d. وعادة ما تفقد الفلزات الانتقالية إلكترونين من إلكترونات التكافؤ، لتكوّن أيونات موجبة ثنائية الشحنة 2+. وقد تفقد أيضًا إلكترونات من المستوى d. لذا تكوّن الفلزات الانتقالية أيونات موجبة ثلاثية الشحنة 3+ أو أكثر حسب عدد إلكترونات المستوى d، ولكن من الصعب التنبؤ بعدد الإلكترونات التي يمكن فقدانها. فعلى سبيل المثال، يُكوّن الحديد أيونات Fe^{2+} وأيونات Fe^{3+} . ولكن يمكننا القول إن من المؤكد أنّ هذه الفلزات تكوِّن أيونات موجبة ثنائية أو ثلاثية الشحنة.

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

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

ماذا قرأت؟ عدد إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لذرة مستقرة هو 8 إلكترونات (أو 2 للهيليوم).

الشكل 2–3 عندما يتفاعل الخارصين مع اليود فإن حرارة التفاعل تجعل اليود الصلب يتسامى إلى بخار بنفسجي اللون. ويتكون أسفل الأنبوب ZnI_2 الذي يحتوي على أيون Zn^{2+} الذي توزيعه الإلكتروني شبيه بالتوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.



عند فقدان إلكتروني تكافؤ المستوى 4s يتكون توزيع إلكتروني من مستويات s,p,d مملوءة بالإلكترونات، يشبه التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

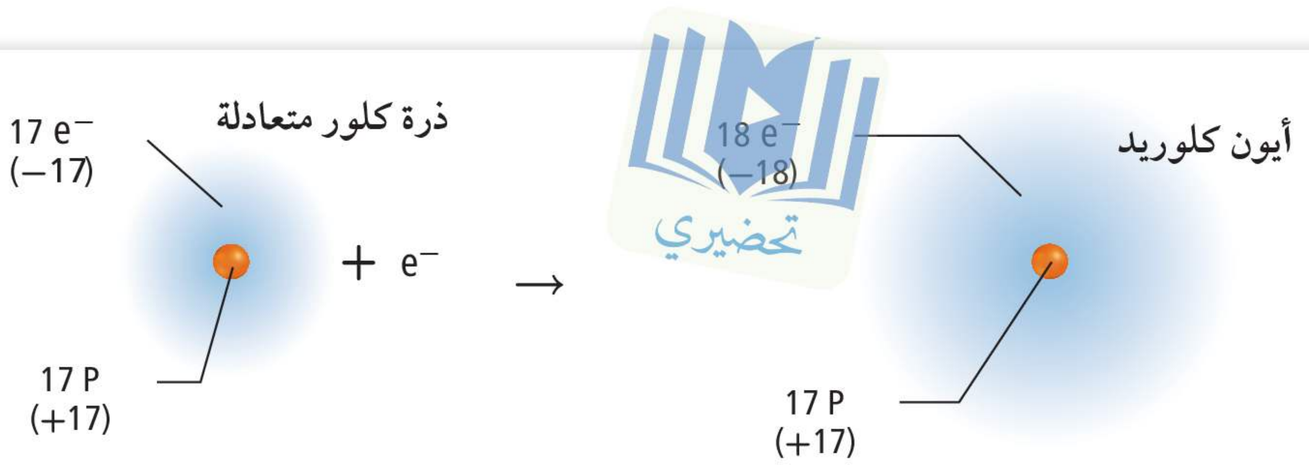
فعلى سبيل المثال، تفقد ذرات عناصر المجموعات 14–11 إلكترونات لتكون مستوى طاقة خارجيًّا ذا مستويات ثانوية (هي s، p، d) مملوءة بالإلكترونات. ويبين **الشكل 2–3** التوزيع الإلكتروني لذرة الخارصين: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. وعندما تكوِّن ذرة الخارصين الأيون الثنائي الموجب تفقد إلكترونين من المستوى 4s وينتج التوزيع الإلكتروني المستقر: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$. ويُشار إلى هذا التوزيع الإلكتروني المستقر نسبيًّا بالتوزيع الإلكتروني الشبيه بالغاز النبيل.

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؟



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

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؟

قارن: يتطلب تكوين الأيون الموجب امتصاص طاقة (طاقة تأين) لانتزاع إلكترون من الذرة، بينما ينطلق قدر من الطاقة عند تكوين الأيون السالب نتيجة اكتساب الذرة للإلكترون.

1. ذرة الليثيوم (Li) غير مستقرة لأن مستوى طاقتها الخارجي يحتوي على إلكترون واحد فقط. وعندما تفقد هذا الإلكترون، تتحول إلى أيون الليثيوم (Li^+) الذي يمتلك توزيعًا إلكترونيًا مستقرًا مشابهًا للغاز النبيل (الهيليوم).

أيونات اللافلزات تكتسب بعض اللافلزات عددًا من الإلكترونات، وعندما تُضاف إلى إلكترونات تكافئها تصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني الأكثر استقرار. فعلى سبيل المثال، لذرة الفوسفور خمسة إلكترونات تكافؤ، وحتى تحصل على التوزيع الإلكتروني الثماني المستقر تكتسب ثلاثة إلكترونات، وتكوّن أيون الفوسفيد الذي شحنته 3−. وبالمثل ذرة الأكسجين التي لها ستة إلكترونات تكافؤ تكتسب إلكترونين وتكوِّن أيون الأكسيد الذي شحنته 2−.

وقد تفقد أو تكتسب بعض ذرات عناصر اللافلزات أعدادًا من الإلكترونات للوصول إلى حالة التركيب الثماني المستقر. فمثلًا، بالإضافة إلى مقدرة ذرة الفوسفور على اكتساب ثلاثة إلكترونات فإنها تستطيع أن تخسر خمسة إلكترونات ، وفي الغالب تكتسب ذرات عناصر المجموعة 15 ثلاثة إلكترونات، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 16 إلكترونين، وتكتسب ذرات عناصر المجموعة 17 إلكترونًا واحدًا للوصول إلى حالة الثمانية ويبين **الجدول 2−3** أيونات المجموعات 15 و16 و17.

2. القوة الأساسية في الرابطة الأيونية هي قوة التجاذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين الأيونات ذات الشحنات المختلفة؛ أي بين الأيونات الموجبة (الكاتيونات) والأيونات السالبة (الأنيونات).

الجدول 2-3 أيونات المجموعات من 15 إلى 17

المجموعة	التوزيع الإلكتروني	شحنة الأيون المتكون
15	ns^2np^3 [غاز نبيل]	(3−) عند اكتساب ثلاثة إلكترونات
16	ns^2np^4 [غاز نبيل]	(2−) عند اكتساب إلكترونين
17	ns^2np^5 [غاز نبيل]	(1−) عند اكتساب إلكترون واحد

3. عناصر المجموعة 17 (الهالوجينات) شديدة التفاعل لأنها تحتوي على 7 إلكترونات تكافؤ وتحتاج فقط لاكتساب إلكترون واحد لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الثماني المستقر المشابه لعناصر المجموعة 18 (الغازات النبيلة) المستقرة كيميائيًا.

التقويم 3-1

الخلاصة

- تكوِّن بعضُ الذرات الأيونات للوصول إلى حالة الاستقرار. ويعني التوزيع الإلكتروني المستقر أن يكون مستوى الطاقة الخارجي مملوءًا بالإلكترونات. وفي العادة يتضمن ثمانية إلكترونات تكافؤ.
- تتكون الأيونات من خلال فقدان إلكترونات التكافؤ أو اكتسابها.
- يبقى عدد البروتونات في النواة ثابتًا عند تكوين الأيون.

1. **الفكرة الرئيسة** **قارن** بين استقرار ذرة الليثيوم وأيون الليثيوم Li^+.
2. **صف** سببين لوجود قوة تجاذب في الرابطة الكيميائية.
3. **طبق** لماذا تكون عناصر المجموعة 18 غير قادرة على التفاعل نسبيًّا، في حين تُعد عناصر المجموعة 17 شديدة التفاعل؟
4. **طبق** اكتب التوزيع الإلكتروني لكل من الذرات الآتية، ثم توقع التغير الذي ينبغي حدوثه لتصل كل ذرة إلى التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل.

   a- النيتروجين **b**- الكبريت **c**- الباريوم **d**- الليثيوم
5. **نموذج** ارسم نموذجين يمثّلان تكوين أيون الكالسيوم الموجب وأيون البروميد السالب.

4
a. النيتروجين (N): [He] $2s^2 2p^3$، يكتسب 3 إلكترونات ليصبح N^{3-}.
b. الكبريت (S): [Ne] $3s^2 3p^4$، يكتسب إلكترونين ليصبح S^{2-}.
c. الباريوم (Ba): [Xe] $6s^2$، يفقد إلكترونين ليصبح Ba^{2+}.
d. الليثيوم (Li): [He] $2s^1$، يفقد إلكترونًا واحدًا ليصبح Li^+.

5
تكوين أيون الكالسيوم الموجب: تفقد ذرة الكالسيوم (Ca) المتعادلة إلكتروني التكافؤ لتكوين أيون الكالسيوم (Ca^{2+}).

$$Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$$

تكوين أيون البروميد السالب: تكتسب ذرة البروم (Br) المتعادلة إلكترونًا واحدًا لتكوين أيون البروميد (Br^-).

$$Br + e^- \rightarrow Br^-$$

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–2

الروابط الأيونية والمركبات الأيونية

Ionic Bonds and Ionic Compounds

الأهداف

- **تصف** تكوين الرابطة الأيونية وبناء المركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.
- **تربط** بين الخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية وقوة الرابطة الأيونية.
- **توضيح** العلاقة بين تكون المركب الأيوني والطاقة.

مراجعة المفردات

المركب: اتحاد كيميائي بين عنصرين مختلفين أو أكثر.

المفردات الجديدة

الرابطة الأيونية
المركبات الأيونية
الشبكة البلورية
الإلكتروليت
طاقة الشبكة البلورية

الفكرة الرئيسة **تتجاذب الأيونات ذات الشحنات المختلفة لتكوِّن مركبات أيونية متعادلة كهربائيًّا.**

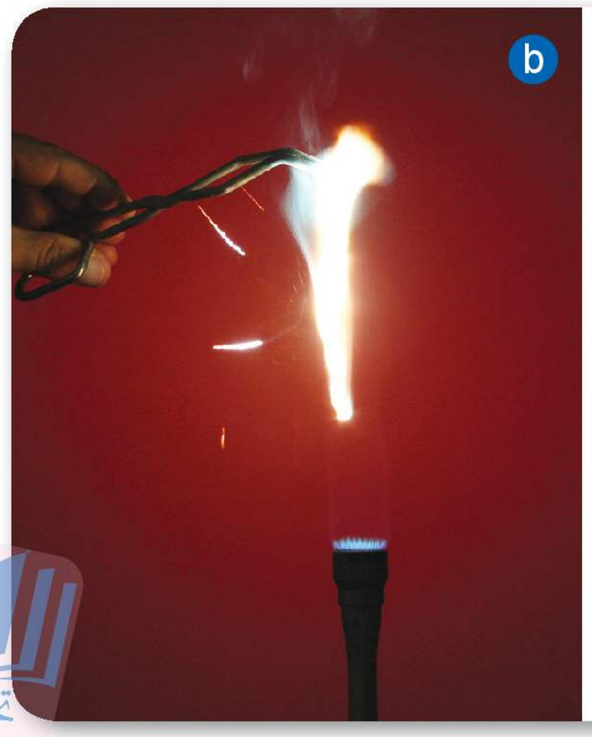
الربط مع الحياة هل حاولت يومًا فصل كيس التغليف البلاستيكي بعضه عن بعض؟ تعود صعوبة فصل هذه المواد إلى تجاذب بعضها إلى بعض بسبب وجود أسطح مختلفة الشحنة.

تكوين الروابط الأيونية Formation of Ionic Bonds

ما الشيء المشترك بين التفاعلين الظاهرين في **الشكل 4–3**؟ تتفاعل العناصر معًا في كلتا الحالتين لتكوين مركب كيميائي. ويبين **الشكل 4a–3** التفاعل بين عنصري الصوديوم والكلور، وينتقل في أثناء هذا التفاعل إلكترون تكافؤ من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور، فتصبح ذرة الصوديوم أيونًا موجبًا. وتستقبل ذرة الكلور هذا الإلكترون في مستوى الطاقة الخارجي لتصبح ذرة الكلور أيونًا سالبًا. ويبين **الشكل 4b–3** التفاعل بين عنصري الماغنسيوم والأكسجين لتكوين أكسيد الماغنسيوم MgO.

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

المركبات الأيونية الثنائية تحتوي الآلاف من المركبات على روابط أيونية تسمى المركبات الأيونية، وهي مركبات ثنائية، أيْ أنها تتكون من عنصرين مختلفين. وتحتوي هذه المركبات الأيونية الثنائية على أيون فلزي موجب وأيوني لافلزي سالب؛ فكلوريد الصوديوم مثلًا مركب أيوني ثنائي؛ لأنه يتكون من أيونين مختلفين هما أيونا الصوديوم والكلور، وأكسيد الماغنيسيوم MgO الناتج عن التفاعل الظاهر في **الشكل 4b–3**، مركب أيوني ثنائي أيضًا.



الشكل 4–3 يُنتج كل من هذين التفاعلين الكيميائيين طاقة كبيرة في أثناء تكوين المركبات الأيونية

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

b. ينتج عن اشتعال شريط فلز الماغنسيوم في الهواء مركب أيوني يسمى أكسيد الماغنسيوم.

تحضيري

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

أمـــا التوزيع الإلكتروني لذرة الفلور فهو $[He]\ 2s^2\ 2p^5$، ويجب أن تكتســـب إلكترونًا واحدًا للوصول إلى التوزيع الإلكتروني المســـتقر لذرة النيون. ولأن عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة يجب أن يكون متساويًا فإننا نحتاج إلى ذرتين من الفلور لتكســـبا الإلكترونين اللذين فقدتهما ذرة الكالسيوم. وبذلك تكون الشحنة النهائية في مركب فلوريد الكالسيوم CaF_2 صفرًا.

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

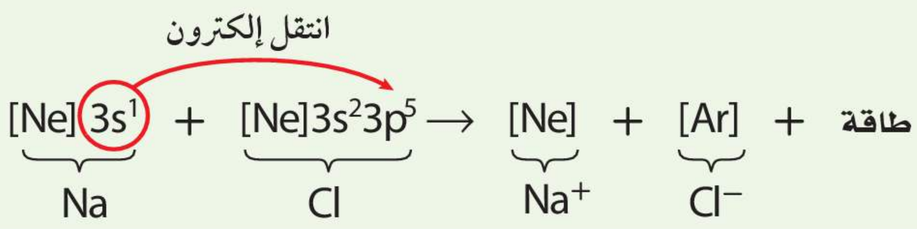
ويلخص **الجدول 3–3** طرائق عدة تمثل تكوين المركبات الأيونية، ومنها كلوريد الصوديوم.

الجدول 3-3 **تكوين كلوريد الصوديوم**

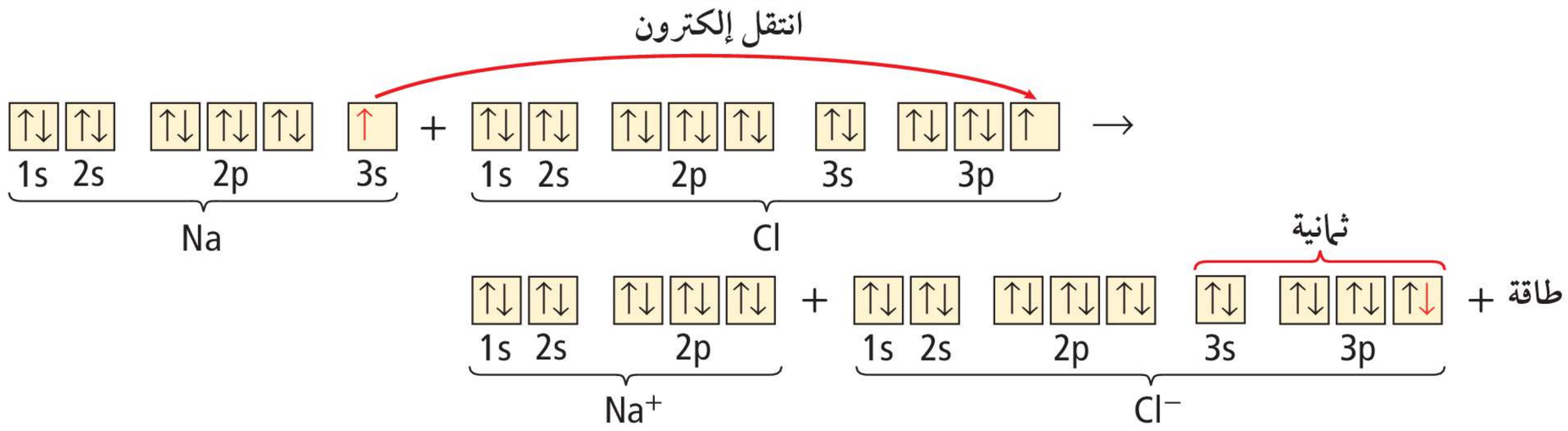
المعادلة الكيميائية

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

التوزيع الإلكتروني

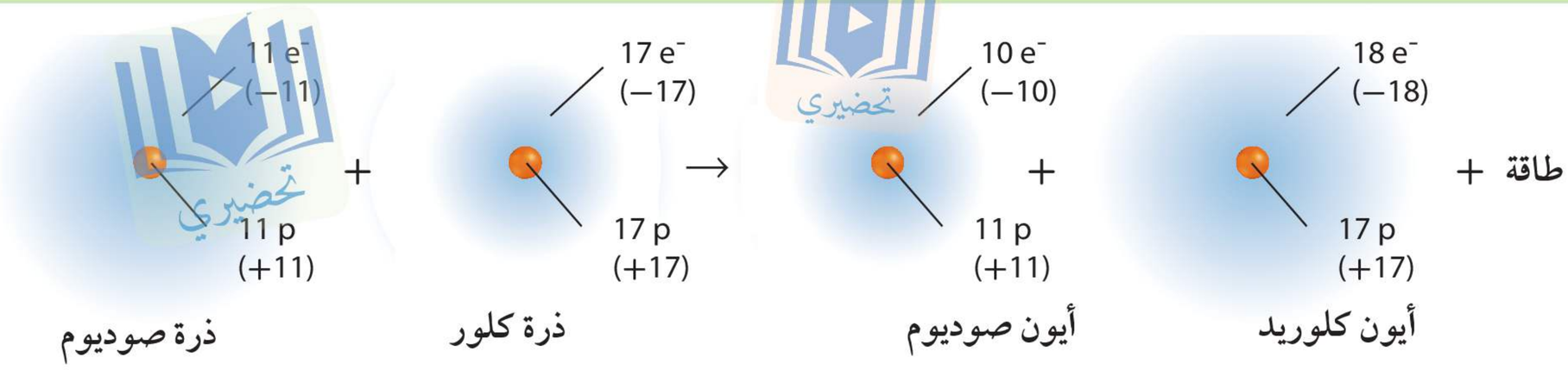


التوزيع الإلكتروني بطريقة رسم مربعات المستويات



التمثيل النقطي للإلكترونات (تمثيل لويس)

النماذج الذرية



تحضيري

6. تفقد كل ذرة صوديوم إلكترونًا واحدًا لتكوين أيون Na^+، وتكتسب كل ذرة نيتروجين ثلاثة إلكترونات لتكوين أيون N^{3-}. يتحد ثلاثة أيونات صوديوم مع أيون نيتروجين واحد لتكوين مركب Na_3N.

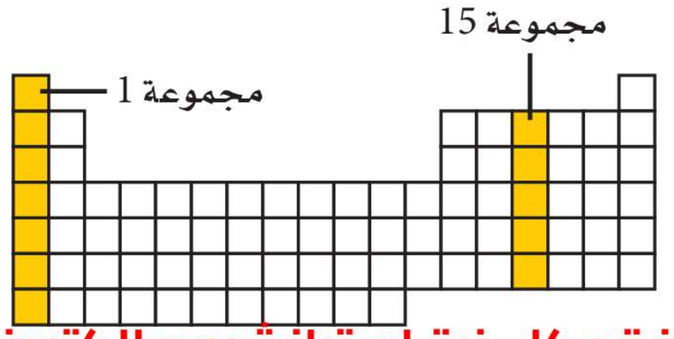
7. تفقد كل ذرة ليثيوم إلكترونًا واحدًا لتكوين أيون Li^+، وتكتسب كل ذرة أكسجين إلكترونين لتكوين أيون O^{2-}. يتحد أيونان من الليثيوم مع أيون أكسجين واحد لتكوين مركب Li_2O.

يتطلب تكوين أكسـيد الألومنيوم فقدان كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات، واكتساب كل ذرة أكسجين إلكترونين. وبناءً على ذلك نحتاج إلى ثلاث ذرات من الأكسجين لتكسب 6 إلكترونات تُفقد من ذرتي ألومنيوم لإنتاج مركب أكسيد الألومنيوم Al_2O_3 المتعادل كهربائيًّا.

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

مسائل تدريبية

وضح كيف تتكون المركبات الأيونية من العناصر الآتية؟



6. الصوديوم والنيتروجين.
7. الليثيوم والأكسجين.
8. الاسترانشيوم والفلور.
9. الألومنيوم والكبريت.
10. **تحفيز**: وضح كيـف يتحد عنصران من عناصر المجموعتـين المبينتين في الجدول الدوري لتكوين مركب أيوني؟

8. تفقد كل ذرة استرانشيوم إلكترونين لتكوين أيون Sr^{2+}، وتكتسب كل ذرة فلور إلكترونًا واحدًا لتكوين أيون F^-. يتحد أيون استرانشيوم واحد مع أيوني فلور لتكوين مركب SrF_2.

9. تفقد كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات لتكوين أيون Al^{3+}، وتكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين لتكوين أيون S^{2-}. يتحد أيونان من الألومنيوم مع ثلاثة أيونات كبريت لتكوين مركب Al_2S_3.

10. عناصر المجموعة 1 فلزات تفقد إلكترونًا واحدًا لتكوين أيونات موجبة شحنتها 1+. وعناصر المجموعة 15 لافلزات تكتسب ثلاثة إلكترونات لتكوين أيونات سالبة شحنتها 3-. لذا، تتحد ثلاث ذرات من عنصر المجموعة 1 مع ذرة واحدة من عنصر المجموعة 15 لتكوين مركب أيوني متعادل.

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

خواص المركبات الأيونية Properties of Ionic Compounds

تحدد الروابط الكيميائية في المركب الكثير من خصائصه. فعلى سبيل المثال، تكون الروابط الأيونية بناءات فيزيائية فريدة للمركبات الأيونية لا تشـبه المركبات الأخرى. ويسـاهم البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية في تحديد خصائصها الفيزيائية التي اسـتخدمت في استعمالات متعددة كالتي يبينها الشكل 5–3.

الشكل 5–3 الروابط الأيونية والفلزية ساعدت عـدة اكتشـافات متتالية العلمـاء على فهـم خواص المركبـات الأيونيـة والفلزيـة، ممـا أدى إلى تصنيع أدوات ومواد جديدة.

1897م تنبأ طومسون بأهمية دور الإلكترونـات في الروابـط الكيميائية.

1900

1913م يظهر التصوير بأشـعة إكس أيونات الصوديوم وأيونات الكلور في كلوريد الصوديوم وترتيبها البلوري المنتظم.

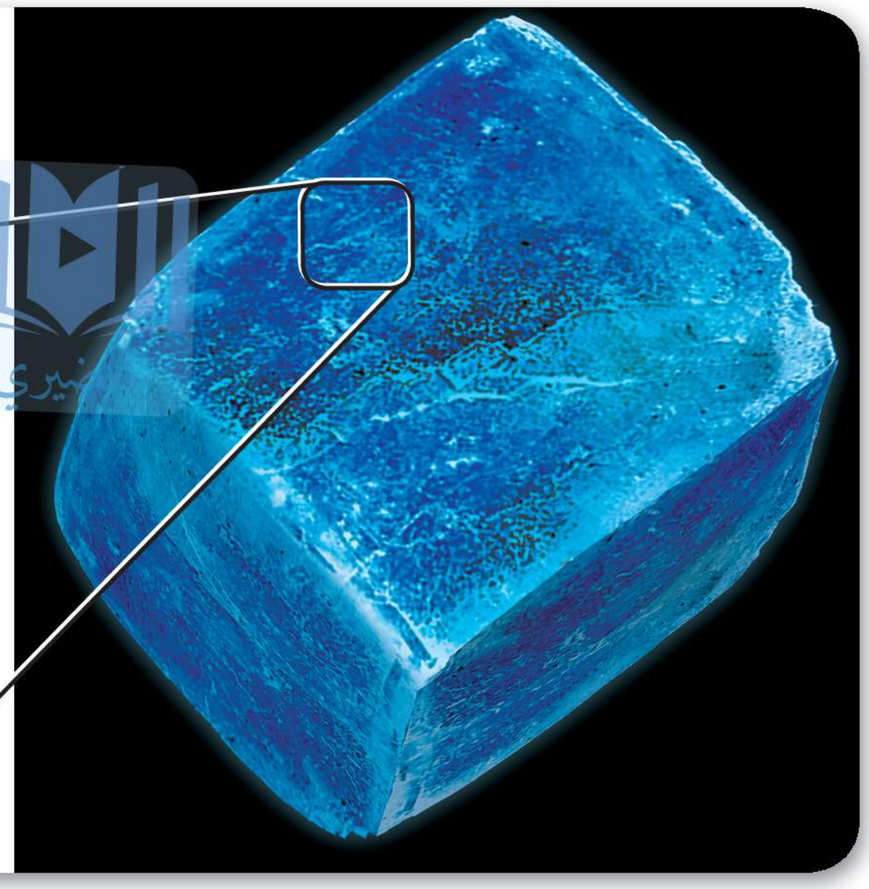
1910

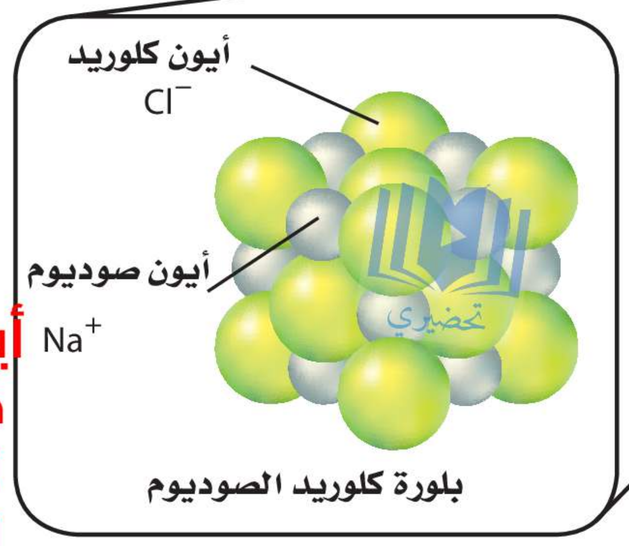
1916م اقترح جلبرت لويـس نظرية الترابط بين الذرات من خـلال تبادل الإلكترونات بينها.

1930

1932م ساعدت معرفة قيم الكهروسالبية العلماء على حسـاب قوة الجذب النسـبية لكل عنصر للإلكترونات.

1940م قام علماء المعادن بتطوير سبائك تعمل تحت درجات حرارة وضغط مرتفعين وقوة طرد مركزية عالية. وقد تم اسـتخدام هذه السـبائك لاحقًـا في تصنيع محركات الطائرات النفاثة والمركبات الفضائية.





الشكل 6–3 يظهر المجهر الإلكتروني الماسح شكل بلورة كلوريد الصوديوم المكعبة.

فسّر ما نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد في البلورة؟

نسبة أيونات الصوديوم إلى أيونات الكلوريد هي 1:1. فرغم أن كل أيون محاط بستة أيونات من الشحنة المعاكسة، فإن النسبة الكلية للأيونات في البلورة يجب أن تؤدي إلى تعادل الشحنة.

البناء الفيزيائي يحتوي البناء الفيزيائي للمركبات الأيونية على عدد كبير من الأيونات الموجبة والسالبة، ويتحدد عددها بنسبة عدد الإلكترونات التي تنتقل من ذرات الفلز الى ذرات اللافلز. وتترتب هذه الأيونات بنمط متكرر يحفظ التوازن بين قوى التجاذب والتنافر بينها.

تفحص نمط ترتيب الأيونات في بلورة كلوريد الصوديوم، كما تظهر في **الشكل 6–3**، ولاحظ التنظيم الدقيق لشكل البلورة الأيونية، حيث المسافات ثابتة بين الأيونات، والنمط المنظم الذي تترتب فيه. وعلى الرغم من أن أحجام الأيونات غير متساوية إلا أن كل أيون صوديوم محاط بستة أيونات كلوريد، وكذلك كل أيون كلوريد محاط بستة أيونات صوديوم. فما الشكل الذي تتوقعه لبلورة كبيرة من هذا المركب؟ كما يبين **الشكل 6–3**، فإن نسبة 1:1 من أيونات الصوديوم والكلوريد تكوّن بلورة مرتبة مكعبة الشكل. وكما هو الحال مع أي مركب أيوني كما في NaCl لا تتكون وحدة بناء البلورة من أيون صوديوم وأيون كلوريد، بل من عدد كبير من أيونات الصوديوم والكلوريد التي توجد معًا. ترى، ما شكل بلورات ملح الطعام إذا فحصتها بعدسة مكبرة؟

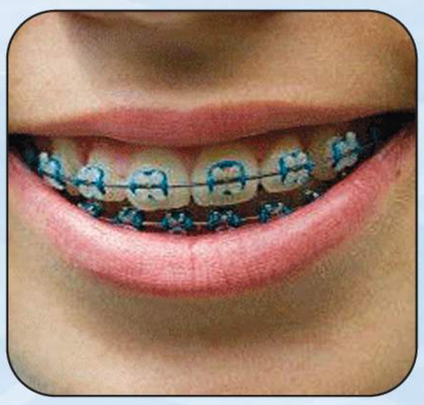
ماذا قرأت؟ **فسر** ما الذي يحدّد نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الكيميائي؟

ماذا قرأت :يتم تحديد نسبة الأيونات الموجبة إلى السالبة من خلال عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، حيث يجب أن تكون الشحنة الكلية للمركب الأيوني صفرًا (متعادلة).

تجربة عملية

تكون الملح

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية



1962م تم اكتشاف سبيكة النيكل والتيتانيوم التي لها ؛ القدرة على استعادة شكلها بعد تشكيلها "ذاكرة الشكل"، وتستعمل كثيرًا 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 بالأبعاد الثلاثة.

الأراجونيت $CaCO_3$

الباريت $BaSO_4$

البيرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$

الشكل 7–3 تعد مركبات الأراجونيت $CaCO_3$ والباريت $BaSO_4$ والبيرل $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ أمثلة على خامات المركبات الأيونية. وتنتظم الأيونات التي تتكون منها هذه المركبات في شبكة بلورية. ويؤدي الاختلاف في حجم الأيونات وشحناتها إلى تكون بلورات مختلفة الأشكال.

تتكون الشبكة البلورية نتيجة لقوة الجذب الكبيرة بين الأيونات الموجبة والأيونات السالبة. **الشبكة البلورية** ترتيب هندسي للجسيمات ثلاثي الأبعاد. يحاط فيها الأيون الموجب بالأيونات السالبة، كما يحاط الأيون السالب بالأيونات الموجبة. وتختلف البلورات الأيونية في شكلها بسبب حجم الأيونات وأعدادها المترابطة كما في **الشكل 7–3**.

الربط مع علم الأرض المعادن الموضحة في **الشكل 7–3** هي بعض الأنواع القليلة التي يدرسها علماء المعادن. ويستفيد العلماء من مخططات التصنيف لتنظيم الآلاف من المعادن المعروفة. وتُصنف هذه المعادن حسب اللون والشكل البلوري والصلابة، والخواص الكيميائية، والمغناطيسية والكهربائية، والعديد من الخواص الأخرى. كما يمكن تعرُّفها أيضًا من خلال أنواع الأيونات السالبة المتوافرة فيها. فعلى سبيل المثال، تكوِّن السليكات ثلث المعادن المعروفة، وهي تلك المعادن التي تحتوي على أيونات السليكات السالبة SiO_3^{2-} الناتجة عن اتحاد السليكون مع الأكسجين. وتحتوي الهاليدات على أيونات الفلوريد، والكلوريد، والبروميد، واليوديد. وتحتوي أنواع أخرى من المعادن على البورون والأكسجين على هيئة أيونات سالبة معروفة باسم البورات، وكذلك على الكربون والأكسجين على هيئة أيونات سالبة أيضًا تسمَّى الكربونات.

ماذا قرأت؟ حدد أي المعادن في **الشكل 7–3** سليكات، وأيها كربونات؟

الخواص الفيزيائية يعد كل من درجة الغليان والانصهار والصلابة من الخواص الفيزيائية للمادة التي تعتمد على مدى قوة جذب الجسيمات المكونة للمادة بعضها لبعض. وتعتمد المقدرة على التوصيل الكهربائي –وهي خاصية فيزيائية أخرى– على توافر جسيمات مشحونة حرة الحركة. فالأيونات جسيمات مشحونة فإذا كانت حرة الحركة فإنها تجعل المركب الكيميائي يوصل الكهرباء. ولأن الأيونات مقيدة الحركة في حالة المادة الصلبة بسبب قوى الجذب الكبيرة، لذا لا تستطيع المواد الأيونية الصلبة توصيل الكهرباء.

ماذا قرأت :
البيريل ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$) هو من السيليكات. والأراجونيت ($CaCO_3$) هو من الكربونات.

الجدول 4-3	درجات انصهار وغليان بعض المركبات الأيونية	
المركب	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
NaI	660	1304
KBr	734	1435
NaBr	747	1390
$CaCl_2$	782	>1600
NaCl	801	1413
MgO	2852	3600

عندمـا ينصهر المركب الأيوني الصلب ويصبح سـائلًا أو عند ذوبانه في المحلول، تصبح الأيونات التي كانت مقيدة في أماكنها قادرةً الآن على الحركة بحرية، ولها القدرة على توصيل التيار الكهربائي. لذا تكـون المركبات الأيونية جيدة التوصيل الكهربائي عندما تكون في صورة محلول أو سائل. ويسمى المركب الأيوني الذي يوصل محلوله التيار الكهربائي باسم **الإلكتروليت**.

ولأن الروابط الأيونيـة قـويـة نسبيًّا، لذا تحتـاج البلـورات الأيونية إلى كم هائل من الطاقة لتفكيكها. ولهذا السبب تكون درجات انصهارها وغليانها مرتفعة، كما يبين **الجدول 4–3**. وتمتاز الكثير من البلورات- ومنها الأحجار الكريمة- بألوانها الزاهية؛ بسبب وجود فلزات انتقالية داخل الشبكة البلورية.

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

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع لكلمة (التوصيل)

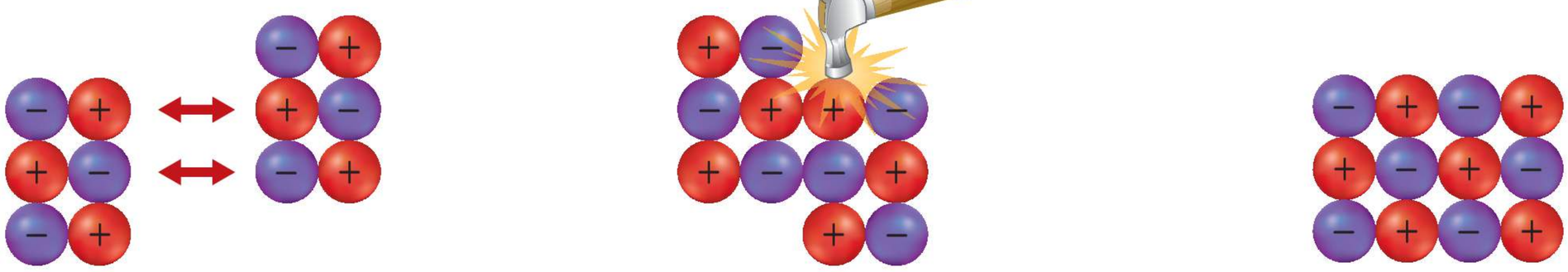
الاستعمال العلمي: القدرة على تمرير الضوء والحرارة والصوت والكهرباء.

لا يوصل الماء المقطر الكهرباء جيدًا.

الاستعمال الشائع:

وصّل الشيء إليه أيْ أنهاهُ إليه وأبلغه إياه.

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



بلورة أيونية منتظمة

للبلورة نمط منتظم للأيونات قبل تأثير القوة الخارجية فيها.

تـؤدي القـوة الخارجية إلى إعـادة ترتيب الجسيمات

إذا كانت القـوة المـؤثـرة 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.

تحضيري

الطاقة والروابط الأيونية Energy and Ionic Bonds

تُمتص الطاقة أو تنطلق أثناء التفاعل الكيميائي، فإذا امتُصَّت الطاقة في أثناء التفاعل وُصف التفاعل بأنه ماص للطاقة، أما إذا انطلقت الطاقة في أثناء التفاعل فيوصف بأنه طارد للطاقة. تكوُّن المركبات الأيونية من الأيونات الموجبة والسالبة يوصف دائمًا بأنه طارد للطاقة. فعندما تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة يتقارب بعضها من بعض لتكون نظامًا أكثر استقرارًا، طاقته أقل من طاقة الأيونات المنفردة. إذا امتُصَّ مقدار الطاقة نفسه الذي تم إطلاقه خلال تكوُّن الرابطة فإن ذلك يؤدي إلى تكسير الروابط التي تربط الأيونات الموجبة والسالبة.

طاقة الشبكة البلورية تسمى الطاقة التي تلزم لفصل أيونات 1 mol من المركب الأيوني **طاقة الشبكة البلورية**. وفي هذه الحالة ينظر إليها على أنها طاقة ممتصة، وتشير إلى قوة تجاذب الأيونات التي تعمل على تثبيتها في أماكنها، حيث تزداد طاقة الشبكة البلورية بزيادة قوة التجاذب. ويمكن النظر إلى طاقة الشبكة البلورية على أنها الطاقة المنبعثة عند اتحاد أيونات 1 mol من المركب الأيوني، وفي هذه الحالة ينظر إليها على أنها طاقة منبعثة. وتجدر الإشارة إلى أن قيمة الطاقة الممتصة تكون موجبة، في حين تكون قيمة الطاقة المنبعثة سالبة.

تتأثر طاقة الشبكة البلورية بمقدار شحنة الأيون؛ إذ عادة ما تكون طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات كبيرة الشحنة أكبر من طاقة الشبكة البلورية التي تتكون من أيونات صغيرة الشحنة. لذا تكون طاقة MgO أكبر أربع مرات تقريبًا من طاقة NaF؛ لأن شحنة الأيونات في MgO أكبر من شحنة الأيونات في NaF. كما أن طاقة الشبكة البلورية $SrCl_2$ تقع بين طاقة الشبكة البلورية MgO والشبكة البلورية NaF، لأن الشبكة البلورية $SrCl_2$ تحتوي على أيونات ذات شحنة موجبة عالية وأيونات ذات شحنة سالبة منخفضة معًا.

ترتبط طاقة الشبكة البلورية بصورة مباشرة بحجوم الأيونات المرتبطة معًا. فالأيونات الصغيرة الحجم تكون مركبات أيوناتها متراصة؛ أي لا يوجد بينها فراغات. ولأن قوة التجاذب بين الشحنات المختلفة تزداد كلما قلت المسافة بينها فإن الأيونات الصغيرة تكوِّن قوى تجاذب كبيرة وطاقة شبكة بلورية كبيرة. فعلى سبيل المثال، طاقة الشبكة البلورية لمركب الليثيوم أكبر من طاقة الشبكة البلورية لمركب البوتاسيوم الذي يحتوي على الايون السالب نفسه. ويعود السبب في ذلك؛ إلى أن حجم أيون الليثيوم أصغر من حجم أيون البوتاسيوم.

يُظهر **الجدول 5–3** طاقات الشبكات البلورية لبعض المركبات الأيونية. فعند تفحص طاقات الشبكات البلورية لكل من RbF و KF تجد أن طاقة الشبكة البلورية KF أكبر من طاقة الشبكة البلورية RbF؛ لأن نصف قطر K^+ أصغر من نصف قطر Rb^+. وهذا ما يؤكد أن طاقة الشبكة البلورية مرتبطة مع حجم الأيون. والآن، تفحص طاقة الشبكة البلورية لكل من $SrCl_2$ و AgCl. كيف توضح هذه القيم العلاقة بين طاقة الشبكة البلورية ومقدار شحنة الأيون؟

تجربة عملية

خواص المركبات الأيونية

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الاثرائية

11. الكاتيون يتكون نتيجة فقد الإلكترونات (الأكسدة)، والأنيون يتكون نتيجة اكتساب الإلكترونات.

12. يكون المركب الأيوني متعادلاً كهربائيًا لأن الشحنة الموجبة الإجمالية الناتجة عن الكاتيونات تساوي تمامًا الشحنة السالبة الإجمالية الناتجة عن الأنيونات.

الجدول 5-3 طاقات الشبكات البلورية لبعض المركبات الأيونية

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

13. تكوين الرابطة الأيونية عملية طاردة للطاقة بشكل عام، مما يعني أن المركب الأيوني الناتج يكون أكثر استقرارًا (أقل في الطاقة) من الذرات المنفصلة المكونة له.

14. ثلاث خواص هي: درجات الانصهار والغليان المرتفعة، والصلابة والهشاشة، والقدرة على توصيل الكهرباء في الحالة السائلة أو في المحلول. كل هذه الخواص تزداد قوتها مع زيادة قوة الرابطة الأيونية (زيادة طاقة الشبكة البلورية).

15. تتكون الروابط نتيجة التجاذب الكهروستاتيكي بين الأيونات الموجبة والسالبة. يؤدي هذا التجاذب إلى تكوين بناء بلوري ثلاثي الأبعاد يسمى الشبكة البلورية، حيث تترتب الأيونات بنمط متكرر.

التقويم 3-2

الخلاصة

- الرابطة الكيميائية قوة تجاذب تربط بين ذرتين أو اكثر.
- تحتوي المركبات الأيونية على روابط أيونية ناتجة عن التجاذب بين الأيونات المختلفة الشحنات.
- تترتب الأيونات في المركبات الأيونية في صورة وحدات منتظمة متكررة تُعرف بالشبكة البلورية.
- ترتبط خواص المركبات الأيونية بقوة الرابطة الأيونية.
- المركبات الأيونية التي في صورة محاليل أو مصاهير توصل التيار الكهربائي.
- تعرف طاقة الشبكة البلورية بالطاقة اللازمة لفصل أيونات 1mol من المركب الأيوني.

11. **الفكرة الرئيسة** **لخص** تكوين الرابطة الأيونية من خلال وضع المصطلحات الآتية في صورة أزواج صحيحة: الكاتيون، الأنيون، اكتساب الإلكترونات، فقد الإلكترونات.

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، وبيِّن علاقتها بقوة الرابطة.

15. **فسّر** كيف تكون الأيونات الروابط؟ وصف بناء المركب الناتج.

16. **اربط** بين طاقة الشبكة البلورية وقوة الرابطة الأيونية.

17. **طبّق** باستعمال التوزيع الإلكتروني ورسم مربعات المستويات والتمثيل النقطي للإلكترونات طريقة تكوين المركب الأيوني من فلز الإسترانشيوم ولافلز الكلور.

18. **صمّم** خريطة مفاهيم لتوضيح العلاقة بين قوة الرابطة الأيونية والخواص الفيزيائية للمركبات الأيونية، وطاقة الشبكة البلورية واستقرارها.

16. تفقد ذرة الاسترانشيوم (Sr) إلكترونين لتكوين أيون Sr^{2+}. وتكتسب ذرتا كلور (Cl) كل منهما إلكترونًا واحدًا لتكوين أيوني Cl^-. التمثيل النقطي: $[:\dot{Cl}:]2 + {}^{2+}[Sr] \leftarrow 2\cdot\dot{Cl}: + {}^{-}Sr:$. يتكون مركب $SrCl_2$.

17. طاقة الشبكة البلورية هي مقياس لقوة الرابطة الأيونية. كلما زادت طاقة الشبكة البلورية (أصبحت أكثر سالبية)، كانت الرابطة الأيونية أقوى.

18. خريطة المفاهيم: (المركز) قوة الرابطة الأيونية. (يتفرع منها) ← طاقة الشبكة البلورية (علاقة طردية). (ويتفرع منها أيضًا) ← استقرار المركب (علاقة طردية). (ويتفرع منها أيضًا) ← الخواص الفيزيائية (مثل: درجات انصهار وغليان عالية، الصلابة والهشاشة).

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–3

الأهداف

- **تربط** وحدة الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني بتركيبه الكيميائي.
- **تكتب** صيغ المركبات الأيونية الثنائية والأيونات العديدة الذرات.
- **تطبق** طريقة التسمية على المركبات الأيونية الثنائية والأيونات العديدة الذرات.

مراجعة المفردات

اللافلز: عنصر صلب وهش، ورديء التوصيل للكهرباء والحرارة.

المفردات الجديدة

وحدة الصيغة الكيميائية
الأيون الأحادي الذرة
عدد التأكسد
أيون عديد الذرات
أيون أكسجيني سالب

صيغ المركبات الأيونية وأسماؤها

Names and Formulas for Ionic compounds

الفكرة الرئيسة **عند تسمية المركبات الأيونية يذكر الأيون السالب أولاً متبوعًا بالأيون الموجب. أما عند كتابة صيغ المركبات الأيونية فيكتب رمز الأيون الموجب أولاً متبوعًا برمز الأيون السالب.**

الربط مع الحياة لكل إنسان اسم خاص به، بالإضافة إلى اسم عائلته. وكذلك تتشابه أسماء المركبات الأيونية في أنها تتكون من مقطعين أيضًا.

صيغ المركبات الأيونية Formulas for Ionic Compounds

طوّر العلماء بعض القواعد لتسمية المركبات؛ تسهيلاً للتفاهم فيما بينهم؛ حيث يسهل عليك عند استخدام هذه القواعد كتابةُ صيغة المركب الأيوني، ويمكنك كذلك تسمية المركب من خلال معرفة صيغته الكيميائية.

تذكّر أن المركب الأيوني يتكون من أيونات مرتبة بنمط متكرر. وتسمى الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني **وحدة الصيغة الكيميائية** وهي تمثل أبسط نسبة للأيونات في المركب وهي وحدة واحدة فقط من الشبكة البلورية. فمثلاً، وحدة الصيغة الكيميائية لكلوريد الماغنسيوم هي $MgCl_2$؛ لأن نسبة أيونات Mg^{2+} : Cl^- هي 1:2، والشحنة الكلية في وحدة الصيغة الكيميائية هي صفر؛ لأنها تمثل البلورة بكاملها، والتي تكون متعادلة كهربائيًّا.

الأيونات الأحادية الذرة تتكون المركبات الأيونية الثنائية من أيونات موجبة أحادية الذرة (من الفلز) وأيونات سالبة أحادية الذرة (من اللافلز). ويتكون **الأيون الأحادي الذرة** من ذرة عنصر واحدة مشحونة مثل Mg^{2+} أو Br^-، ويبين **الجدول 6–3** شحنة بعض الأيونات الشائعة الأحادية الذرة حسب موقعها في الجدول الدوري. ما صيغة كل من أيون البريليوم، وأيون اليوديد، وأيون النيتريد؟

لا يتضمن **الجدول 6–3** الفلزات الانتقالية التي تقع في المجموعات 3 – 12 أو فلزات المجموعتين 13 و 14؛ بسبب تعدد الشحنات الأيونية لذرات هذه المجموعات. وتكوّن معظم الفلزات الانتقالية وفلزات المجموعتين 13و14 أيونات موجبة مختلفة ومتعددة.

الجدول 6-3

أيونات أحادية الذرة

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

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

أعداد التأكسد تُعرّف شحنة الأيون الأحادي الذرة **بعدد التأكسد**، أو حالة الأكسدة. وكما يبين **الجدول 7–3**، فإن لمعظم الفلزات الانتقالية، وفلزات المجموعتين 13 و 14 أكثر من عدد تأكسد محتمل. وتجدر الإشارة هنا إلى أن أعداد التأكسد الظاهرة في **الجدول 7–3** ليست الوحيدة المحتملة ولكنها الأكثر شيوعًا.

وعدد التأكسد لأي عنصر في المركب الأيوني يساوي عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها الذرة في أثناء التفاعل الكيميائي. فمثلًا، تفقد ذرة الصوديوم إلكترونًا واحدًا لينتقل إلى ذرة الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم، مما ينتج عنه تكوّن Na^+ و Cl^-. لذا فإن عدد تأكسد الصوديوم في المركب 1+، حيث انتقل إلكترون واحد منها. أما عدد تأكسد ذرة الكلور 1- لأن إلكترونًا واحدًا قد انتقل إليها.

الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية الثنائية عند كتابة الصيغة الكيميائية لأي مركب أيوني يكتب رمز الأيون الموجب أولاً، ثم يكتب رمز الأيون السالب، وتوضع أرقام صغيرة أسفل يمين الرمز للتعبير عن عدد أيونات العنصر في المركب الأيوني. وإذا لم يكتب رقم صغير إلى جوار الرمز فإننا نعتبر أن عدد الأيونات هو 1. ويمكن استعمال أعداد التأكسد لكتابة صيغ المركبات الأيونية بناءً على ذلك. تذكّر أن المركبات الأيونية لا تحمل شحنة كهربائية. لذا عند جمع حاصل ضرب أعداد التأكسد لكل أيون في عدد أيوناته الموجودة في وحدة الصيغة الكيميائية، يجب أن يكون الناتج صفرًا.

افترض أنك تريد معرفة صيغة المركب المكون من أيونات الصوديوم والفلور، ابدأ بكتابة رمز وشحنة كلا العنصرين F^- ،Na^+، على أن تبين نسبة الأيونات في وحدة الصيغة أن عدد الإلكترونات التي يفقدها الفلز يساوي عدد الإلكترونات التي يكتسبها اللافلز. ويحدث هذا عندما يفقد أيون الصوديوم إلكترونًا واحدًا، وينتقل إلى أيون الفلور، فتصبح وحدة الصيغة الكيميائية NaF.

ماذا قرأت؟ حدِّد العلاقة بين شحنة الأيون وعدد تأكسده.

ماذا قرأت :عدد التأكسد هو نفسه شحنة الأيون.

مهن في الكيمياء

علماء التغذية هل فكرت يومًا في علاقة العلم بالطعام الذي تتناوله؟ يهتم علماء التغذية بدراسة تأثير طرائق تحضير الطعام في مظهره ورائحته ومذاقه والفيتامينات والمعادن المتوافرة فيه. كما أنهم يقومون بتطوير صناعة الأطعمة والعصائر ويحسّنونها.

المفردات

الانتقال

التغير في موضع الشيء.

اضطر أحمد إلى الانتقال إلى مدرسة أخرى عند انتقال والديه إلى منطقة أخرى.

مثال 1–3

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكوَّن من البوتاسيوم والأكسجين.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من أيوني الأكسجين والبوتاسيوم، وصيغة هذا المركب مجهولة. نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون في المركب وعدد تأكسده. يوجد البوتاسيوم في المجموعة 1 ، لذا يكوِّن أيونًا 1+، ويوجد الأكسجين في المجموعة 16 لذا يكوِّن أيونًا ثنائيًّا سالب الشحنة 2–.

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

ولأن الشحنات غير متساوية، لذا يجب وضع رقم صغير أسفل يمين كل رمز؛ لتوضيح نسب عدد الأيونات الموجبة إلى عدد الأيونات السالبة وذلك بطريقة التبادل.

$$K^{+} \quad O^{2-} \quad \Rightarrow \quad K_2 \quad O_1$$

2 حساب المطلوب

تفقد ذرة البوتاسيوم إلكترونًا واحدًا، في حين تكتسب ذرة الأكسجين إلكترونين. فإذا اتحد العنصران في المركب بنسبة 1:1 فإن عدد الإلكترونات المفقودة من البوتاسيوم لن يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة من الأكسجين، لذا فإننا بحاجة إلى أيونين من البوتاسيوم لكل أيون من الأكسجين، فتصبح الصيغة الكيميائية K_2O

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية للمركب تساوي صفرًا.

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

مثال 2–3

صيغة المركب الأيوني أوجد الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني المكون من أيونات الألومنيوم وأيونات الكبريتيد.

1 تحليل المسألة

تعلم أن المركب الأيوني يتكون من الألومنيوم والكبريت وصيغته مجهولة. لذا نبدأ أولاً بتحديد شحنة كل أيون في المركب. فالألومنيوم من المجموعة 13، يكوّن أيونًا موجبًا ثلاثي الشحنة 3+، والكبريت من المجموعة 16 ويكون أيونًا سالبًا ثنائي الشحنة 2–.

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

تفقد كل ذرة ألومنيوم ثلاثة إلكترونات، في حين تكتسب كل ذرة كبريت إلكترونين. على أنه يجب أن يكون عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة ويتم ذلك بطريقة التبادل.

$$Al^{3+} \quad S^{2-} \quad \Rightarrow \quad Al_2 \quad S_3$$

2 حساب المطلوب

إن أصغر عدد يمكن قسمته على كل من 2 و 3 هو 6، لذا يتم نقل ستة إلكترونات. تستقبل ثلاث ذرات من الكبريت ستة إلكترونات تم فقدها من ذرتي ألومنيوم. فتكون الصيغة الصحيحة للمركب هي Al_2S_3، وهي توضح أن أيونين من الألومنيوم يرتبطان مع ثلاثة أيونات كبريت.

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية لوحدة الصيغة الكيميائية لهذا المركب تساوي صفرًا.

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

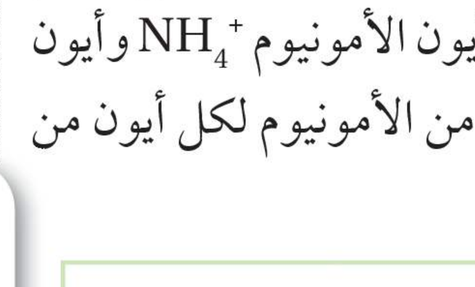
مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الأيونية التي تتكون من الأيونات الآتية:

19. اليوديد والبوتاسيوم **KI .19** **20.** البروميد والألومنيوم **$AlBr_3$ .20**

21. الكلوريد والماغنسيوم **$CaCl_2$ .21** **22.** النيتريد والسيزيوم **Ba_3N_2 .22**

23. تحفيز اكتب الصيغة العامة للمركب الأيوني الذي يتكون من عنصري المجموعتين المبينتين في الجدول المقابل استخدم الرمز X ليمثل عنصرًا في المجموعة2، والرمز Y ليمثل عنصرًا في المجموعة 17. **XY_2 .23**



صيغ المركبات الأيونية العديدة الذرات تحتوي العديد من المركبات الأيونية على **أيونات عديدة الذرات**، أيْ الأيونات المكونة من أكثر من ذرة واحدة. يبين **الجدول 8–3** و**الشكل 9–3** قائمة بالصيغ والشحنات الكهربائية للأيونات الشائعة العديدة الذرات. ويسلك الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة في المركبات، وشحنته الكهربائية تساوي مجموع شحنات الذرات كلها معًا. لذا تتبع صيغة الأيونات المكونة من مجموعة من الذرات قواعد كتابة صيغ المركبات الثنائية نفسها.

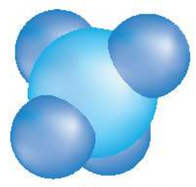
ونظرًا إلى وجود الأيون المتعدد الذرات بوصفه وحدة واحدة، فلا يجوز تغيير الأرقام الموجودة أسفل يمين رموز الذرات في الأيون. وإذا دعت الحاجة إلى وجود أكثر من أيون متعدد الذرات، نضع رمز الأيون داخل قوسين، ثم نشير إلى العدد المطلوب بوضع الرقم أسفل يمين القوس من الخارج. ومن ذلك المركب المكون من أيون الأمونيوم NH_4^+ وأيون الأكسجين O^{2-}. يحتاج المركب لمعادلة الشحنات إلى أيونين من الأمونيوم لكل أيون من الأكسجين، أيْ أن الصيغة الصحيحة هي $(NH_4)_2O$.

الجدول 8-3 **الأيونات العديدة الذرات**

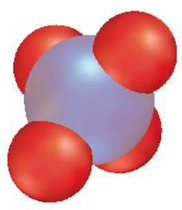
الاسم	الأيون	الاسم	الأيون
الأمونيوم	NH_4^+	البيرايودات	IO_4^-
النيتريت	NO_2^-	الأسيتات(الخلات)	$CH\,3COO^-$
النترات	NO_3^-	الفوسفات الثنائية الهيدروجين	$H_2PO_4^-$
الهيدروكسيد	OH^-	الكربونات	CO_3^{2-}
السيانيد	CN^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
البرمنجنات	MnO_4^-	الكبريتات	SO_4^{2-}
البيكربونات	HCO_3^-	الثيوكبريتات	$S_2O_3^{2-}$
الهيبوكلورايت	ClO^-	البيروكسيد	O_2^{2-}
الكلورايت	ClO_2^-	الكرومات	CrO_4^{2-}
الكلورات	ClO_3^-	ثنائي الكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
البيركلورات	ClO_4^-	الفوسفات الهيدروجينية	HPO_4^{2-}
البرومات	BrO_3^-	الفوسفات	PO_4^{3-}
الأيودات	IO_3^-	الزرنيخات	AsO_4^{3-}

الشكل 9–3 أيونات الأمونيوم والفوسفات أيونات متعددة الذرات، بمعنى أنها تتكون من أكثر من ذرة. وتتفاعل الأيونات المتعددة الذرات معًا بوصفها وحدة واحدة ذات شحنة محددة.

حدد ما شحنة أيون الأمونيوم وأيون الفوسفات على الترتيب؟



أيون الأمونيوم
NH_4^+



أيون الفوسفات
PO_4^{3-}

شحنة أيون الأمونيوم +1 وشحنة أيون الفوسفات -3.

مثال 3–3

صيغة مركب أيوني متعدد الذرات يستعمل المركب المكون من أيونات الكالسيوم والفوسفات سماداً. اكتب الصيغة الكيميائية لهذا المركب.

1 تحليل المسألة

تعلم أن أيونات الكالسيوم والفوسفات تكوّن مركبًا أيونيًّا وصيغة هذا المركب مجهولة. لذا نبدأ أولاً بكتابة رمز كل أيون مرفقًا بشحنته الكهربائية. ولأن الكالسيوم من المجموعة الثانية، لذا يكوِّن أيونًا موجبًا ثنائي الشحنة 2+، في حين أن أيون الفوسفات عديد الذرات، فيتفاعل بوصفه وحدة واحدة، وتكون شحنته الكهربائية 3−.

Ca^{2+} PO_4^{3-}

Ca_3 $(PO_4)_2$

2 حساب المطلوب

القاسم المشترك هو العدد الذي يقبل القسمة على مقدار شحنات الأيونات 2 و 3 وهو 6، لذا يتم نقل 6 إلكترونات. فيكون عدد الشحنات السالبة على أيونين من أيونات الفوسفات مساويًا لعدد الشحنات الموجبة على ثلاثة من أيونات الكالسيوم. ولكتابة الصيغة نضع أيون الفوسفات بين قوسين، ونضيف الرقم السفلي الصغير 2 إلى يمين القوسين، فتصبح الصيغة الصحيحة للمركب هي: $Ca_3(PO_4)_2$.

3 تقويم الإجابة

محصلة الشحنة الكهربائية في وحدة الصيغة لفوسفات الكالسيوم تساوي صفرًا.

$$3\ \cancel{\text{Ca ion}}\left(\frac{2+}{\cancel{\text{Ca ion}}}\right) + 2\ \cancel{PO_4\ \text{ions}}\left(\frac{3-}{\cancel{PO_4\ \text{ion}}}\right) = 3\ (+2) + 2(-3) = 0$$

مسائل تدريبية

اكتب صيغ المركبات الأيونية المكونة من الأيونات الآتية:

24. الصوديوم والنترات **25.** الكالسيوم والكلورات **26.** الألومنيوم والكربونات

24. $Al_2(CO_3)_3$ **25.** $NaNO_3$ **26.** $Al_2(SO_4)_3$

27. تحفيز اكتب صيغة المركب الأيوني المكون من أيونات عنصر من عناصر المجموعة 2 مع الأيون العديد الذرات المكوَّن من الكربون والأكسجين فقط.

27. MCO_3 (حيث M تمثل فلزاً من المجموعة 2، مثل Ca)

أسماء الأيونات والمركبات الأيونية Names for Ions and Ionic Compounds

يستخدم العلماء طرائق منظمةً عند تسمية المركبات الأيونية، وبسبب احتواء المركبات الأيونية على أيونات موجبة وأخرى سالبة، يأخذ النظام تسمية هذه الأيونات بعين الاعتبار.

تسمية الأيون الأكسجيني السالب **الأيون الأكسجيني السالب** أيون عديد الذرات، يتكون غالبًا من عنصر لا فلزي يرتبط مع ذرة أو أكثر من الأكسجين، وبعض اللافلزات لها أكثر من أيون أكسجيني، ومنها النيتروجين والكبريت. وتسمى هذه الأيونات باستخدام القواعد المبينة في **الجدول 9–3**.

الجدول 9-3	تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة للكبريت والنيتروجين
• عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (ات) إلى آخره.	
• عليك أن تعرف الأيون الذي يحتوي أقل عدد من ذرات الأكسجين. ويشتق اسم هذا الأيون من اسم اللافلز وإضافة المقطع (يت) إلى آخره.	
SO_3^{2-} كبريتيت	SO_4^{2-} كبريتات
NO_2^- نيتريت	NO_3^- نترات

يبين **الجدول 10–3** كيف يكوِّن الكلور أربعة أيونات أكسجينية سالبة يمكن تسميتها حسب عدد ذرات الأكسجين في كل منها. ويمكن تسمية الأيونات الأكسجينية السالبة التي تكونها الهالوجينات الأخرى بالطريقة نفسها المستخدمة في تسمية أيونات الكلور. فعلى سبيل المثال، يكوّن البروم أيون البرومات BrO_3^- ، ويكوّن اليود أيون البرأيودات IO_4^- وأيون أيودات IO_3^- .

تسمية المركبات الأيونية تُسمى المركبات بطريقة منهجية، ولأنه أصبح الآن لديك معرفة بالصيغ الكيميائية، لذا يمكنك استعمال القواعد الخمس الآتية لتسمية المركبات الأيونية:

1. نذكر اسم الأيون السالب أولاً متبوعًا باسم الأيون الموجب. ولكن عند كتابة الصيغة الكيميائية يُكتب رمز الأيون الموجب أولاً، ثم يليه الأيون السالب.
2. استخدم اسم العنصر نفسه في تسمية أيونه الموجب الأحادي الذرة.
3. في حالة الأيونات السالبة الأحادية الذرة يشتق الاسم من اسم العنصر مضافًا إليه مقطع (يد).
4. في حالة وجود أكثر من عدد تأكسد لعنصر واحد يجب أن تشير الصيغة الكيميائية إلى عدد تأكسد الأيون الموجب. ويكتب عدد التأكسد بالأرقام الرومانية بين قوسين بعد اسم الأيون الموجب.

ملاحظة: تنطبق هذه القاعدة على الفلزات الانتقالية والفلزات في الجهة اليمنى من الجدول الدوري، انظر **الجدول 7–3**. ولا تنطبق هذه القاعدة على أيونات المجموعتين 1 و 2 الموجبة لأن لها عدد تأكسد واحدًا.

أمثلة:

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

5. عندما يحتوي المركب على أيون عديد الذرات نقوم بتسمية الأيون السالب أولاً، ثم تسمية الأيون الموجب.

أمثلة:

تسمية NaOH هيدروكسيد الصوديوم

تسمية $(NH_4)_2S$ كبريتيد الأمونيوم.

الجدول 3-10
طرائق تسمية الأيونات الأكسجينية التي يكوِّنها الكلور

• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على أكبر عدد من ذرات الأكسجين بإضافة مقطع (بير) عند بداية الاسم، وإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.	
• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرَّة واحدة بإضافة مقطع (ات) إلى نهاية جذر اللافلز.	ClO_4^- بيركلورات
• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل ذرتين بإضافة مقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.	ClO_3^- كلورات
• يشتق اسم الأيون السالب الأكسجيني الذي يحتوي على عدد من ذرات الأكسجين أقل من ثلاث ذرات بإضافة مقطع (هيبو)، ثم المقطع (يت) إلى نهاية جذر اللافلز.	ClO_2^- كلوريت
	ClO^- هيبوكلوريت

مسائل تدريبية

سمّ المركبات الآتية:

28. $NaBr$ — 28. بروميد الصوديوم
29. $CaCl_2$ — 29. كلوريد الكالسيوم
30. KOH — 30. هيدروكسيد البوتاسيوم
31. $Cu(NO_3)_2$ — 31. نترات النحاس(II)
32. Ag_2CrO_4 — 32. كرومات الفضة

33. تحفيز يُعد المركب الأيوني NH_4ClO_4 من أهم المواد المتفاعلة الصلبة المستخدمة في وقود إطلاق مركبات الفضاء، ومنها تلك التي تحمل المحطات الفضائية إلى مداراتها. ما اسم هذا المركب؟ 33. نترات الأمونيوم

34. عند كتابة الصيغة، يُكتب رمز الأيون الموجب (البوتاسيوم) أولاً، ثم يليه رمز الأيون السالب (البروميد) لتكون الصيغة KBr. وعند تسمية المركب، يُذكر اسم الأيون السالب (بروميد) أولاً، ثم يليه اسم الأيون الموجب (البوتاسيوم) ليكون الاسم بروميد البوتاسيوم.

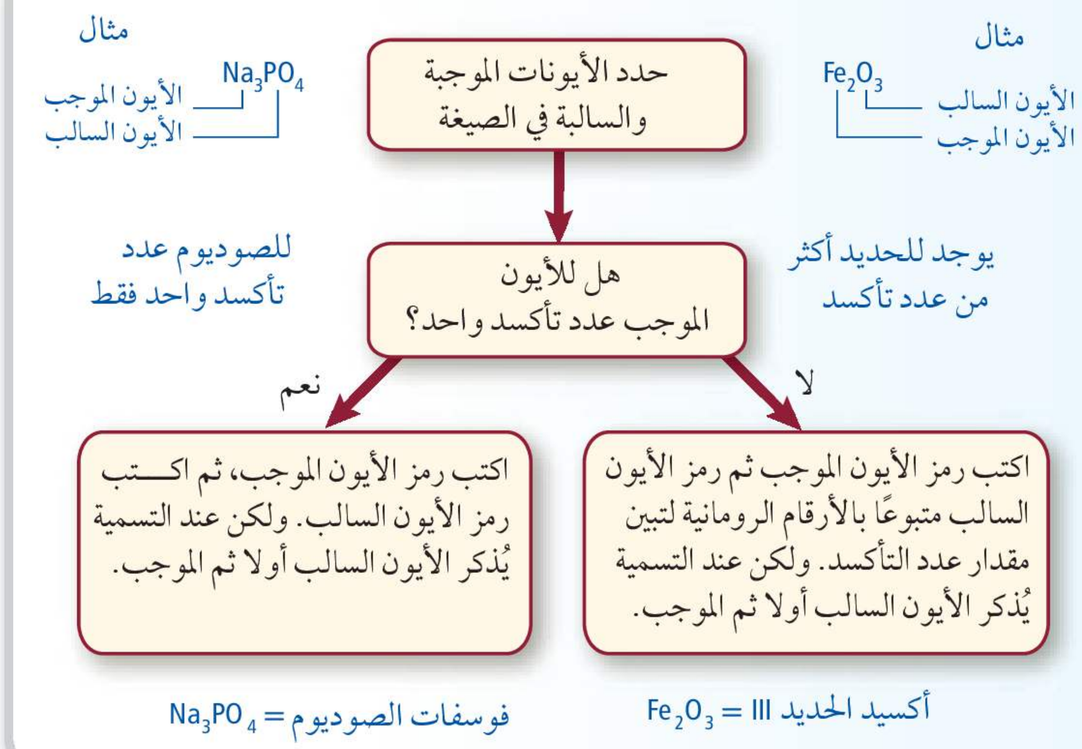
استراتيجيات حل المسألة

تسمية المركبات الأيونية

تسمية المركبات الأيونية عملية سهلة، إذا قمت باتباع المخطط المقابل.

طبق الاستراتيجية

سمِّ المركبين KOH و Ag_2CrO_4 باستخدام المخطط.



لتسمية المركب من صيغته الكيميائية، حدد أولاً الأيونات التي يتكون منها المركب. ثم سمِّ الأيون السالب، ثم سمِّ الأيون الموجب. وإذا كان للأيون الموجب أكثر من عدد تأكسد، فاستخدم الأرقام الرومانية للإشارة إلى عدد التأكسد. ولتغيير المخطط لكتابة الصيغة عند معرفة الاسم، ابدأ باسم المركب، ثم اكتب رموز الأيونات المكونة له، ثم وازن الشحنات لكتابة الصيغة الصحيحة.

توضِّح استراتيجيات حل المسألة أعلاه الخطوات المتبعة عند تسمية المركب الأيوني إذا عُرفت الصيغة الكيميائية. وتعد تسمية المركب الأيوني خطوة مهمة لمعرفة الأيونات الموجبة والسالبة الموجودة في البلورة الصلبة أو المحلول. اشرح كيف يمكن أن تغير المخطط السابق لكتابة الصيغة عند معرفة اسم المركب الأيوني؟

التقويم 3-3

الخلاصة

- تبين وحدة الصيغة الكيميائية نسبة الأيونات الموجبة إلى الأيونات السالبة في المركب الأيوني.
- يتكون الأيون الأحادي الذرة من ذرة واحدة وتعبّر شحنته عن عدد تأكسده.
- تعبّر الأرقام الرومانية عن عدد تأكسد الأيون الموجب الذي له أكثر من حالة تأكسد.
- تتكون الأيونات العديدة الذرات من مجموعة ذرات.
- تستخدم الأقواس حول الأيون وتوضع الأرقام المصغرة خارج الأقواس للإشارة إلى وجود أكثر من أيون عديد الذرات في الصيغة الكيميائية.

34. الفكرة الرئيسة **صف** ترتيب الأيونات عند كتابة صيغة المركب المكون من البوتاسيوم والبروم، وعند ذكر اسمه.

35. **صف** الفرق بين الأيونات الأحادية الذرة والأيونات العديدة الذرات، وأعط مثالاً على كلٍّ منهما.

36. **طبّق** شحنة الأيون X هي 2 + وشحنة الأيون Y هي 1−. اكتب صيغة المركب الذي يتكون من هذين الأيونين.

37. **اذكر** اسم المركب المكون من Mg و Cl وصيغته.

38. **اكتب** اسم المركب المكون من أيونات الصوديوم وأيونات النيتريت وصيغته.

39. **حلّل** ما الأرقام السفلية المصغرة التي ستستعملها في كتابة صيغ المركبات الأيونية في الحالات الآتية:

a. فلز قلوي وهالوجين.
b. فلز قلوي ولا فلز من المجموعة 16.
c. فلز قلوي أرضي وهالوجين.
d. فلز قلوي أرضي ولا فلز من المجموعة 16.

a. لا توجد أرقام سفلية (نسبة الأيونات 1:1).

b. يكتب الرقم 2 أسفل يمين رمز الفلز القلوي.

c. يكتب الرقم 2 أسفل يمين رمز الهالوجين.

d. لا توجد أرقام سفلية (نسبة الأيونات 1:1).

35. الأيون الأحادي الذرة يتكون من ذرة واحدة مشحونة، مثل أيون الكلوريد (-Cl)، بينما يتكون الأيون العديد الذرات من ذرتين أو أكثر مرتبطتين معًا ولهما شحنة كلية، مثل أيون النترات (NO_3^-).

37. الصيغة: $MgCl_2$، الاسم: كلوريد الماغنسيوم.

38. الصيغة: $NaNO_2$، الاسم: نيتريت الصوديوم.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

3–4

الأهداف

- **تصف** الرابطة الفلزية.
- **تربط** نموذج بحر الإلكترونات بالخواص الفيزيائية للفلزات.
- **تعرّف** السبائك، وتذكر خواصها.

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

نموذج بحر الإلكترونات

الإلكترونات الحرة

الرابطة الفلزية

السبيكة

الروابط الفلزية وخواص الفلزات

Metallic Bonds and the Properties of Metals

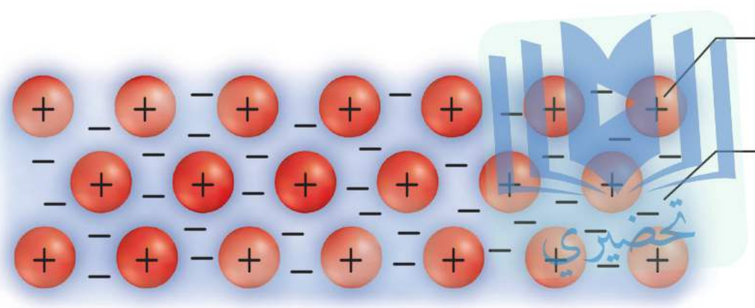
الفكرة الرئيسة **تكوِّن الفلزات شبكات بلورية يمكن تمثيلها أو نمذجتها بأيونات موجبة يحيط بها بحر من إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة.**

الربط مع الحياة تخيل سفينة عائمة تتمايل في المحيط 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.

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 تكوِّن الفلزات شبكات بلورية في الحالة الصلبة شبيهة بالشبكة البلورية الأيونية التي سبق ذكرها. وفي هذه الحالة تكون كل ذرة عنصر محاطة بـ 8 – 12 ذرة أخرى.

بحر من الإلكترونات رغم أن لذرات الفلزات إلكترون تكافؤ على الأقل، 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 بحر الإلكترونات**، حيث يفترض هذا النموذج أن ذرات الفلزات جميعها في الحالة الصلبة تساهم في تكوين بحر الإلكترونات الذي يحيط بأيونات الفلز الموجبة في الشبكة الفلزية. لا ترتبط الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية في الذرات الفلزية بأي ذرة محددة، ويمكنها الانتقال بسهولة من ذرة إلى أخرى. وتعرف هذه الإلكترونات الحرة الحركة **بالإلكترونات الحرة**. وعندما تتحرك الإلكترونات الخارجية بحرية في الفلز، وهو في الحالة الصلبة، تتكون الأيونات الفلزية الموجبة. ترتبط هذه الأيونات مع الأيونات الفلزية الموجبة المجاورة جميعها من خلال بحر من إلكترونات التكافؤ، كما يبين الشكل 10–3. **والرابطة الفلزية** هي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة للفلزات والإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية.



الشكل 10-3 تتوزع إلكترونات التكافؤ للفلزات (التي تبدو كسحابة زرقاء ذات إشارات سالبة) بانتظام حول الأيونات الفلزية الموجبة (التي تبدو باللون الأحمر). وتؤدي قوة التجاذب بين الأيونات الموجبة وبحر الشحنات السالبة إلى ربط ذرات الفلز بعضها مع بعض في الشبكة الفلزية.

فسر لماذا تعرف إلكترونات الفلزات بالإلكترونات الحرة؟

لأنها لا ترتبط بذرة معينة، بل تتحرك بحرية في الشبكة الفلزية مكونة ما يسمى ببحر الإلكترونات.

خواص الفلزات يفسر الترابطُ الفلزي الخواصَّ الفيزيائية للفلزات، والتي تظهر قوة الروابط الفلزية.

درجتا الغليان والانصهار تختلف درجات انصهار الفلزات على نحو كبير. فالزئبق سائل عند درجة حرارة الغرفة، مما يجعله يستخدم في بعض الأجهزة العلمية، ومنها مقاييس درجات الحرارة وأجهزة قياس الضغط الجوي. وفي المقابل، فإن درجة انصهار التنجستن W هي 3422°C، ولذلك يُصنع منه فتيل المصباح الكهربائي، وبعض أجزاء السفن الفضائية.

وتكون درجات انصهار وغليان الفلزات في العادة عالية كما يبينها **الجدول 11–3**، إلا أن درجات الانصهار ليست مرتفعة جدًّا كدرجات الغليان؛ لأن الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الحركة في الفلز ليست بحاجة إلى طاقة كبيرة جدًّا لجعلها تتحرك بعضها فوق بعض. إلاَّ أنه في أثناء الغليان يجب فصل الذرات عن مجموعة الأيونات الموجبة والإلكترونات الحرة الأخرى، مما يتطلب طاقة كبيرة جدًّا.

الجدول 11-3 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 11–3** كيف تتحرك الجسيمات الموجودة في الترابط الفلزي بواسطة الدفع أو الشد، بعضها عبر بعض. وتكون الفلزاتِ عادة متينة للغاية. وعلى الرغم من حركة الأيونات الموجبة في الفلز إلاّ أنها ترتبط مع الإلكترونات المحيطة بها بصورة قوية، ولا يمكن فصلها بسهولة عن الفلز.

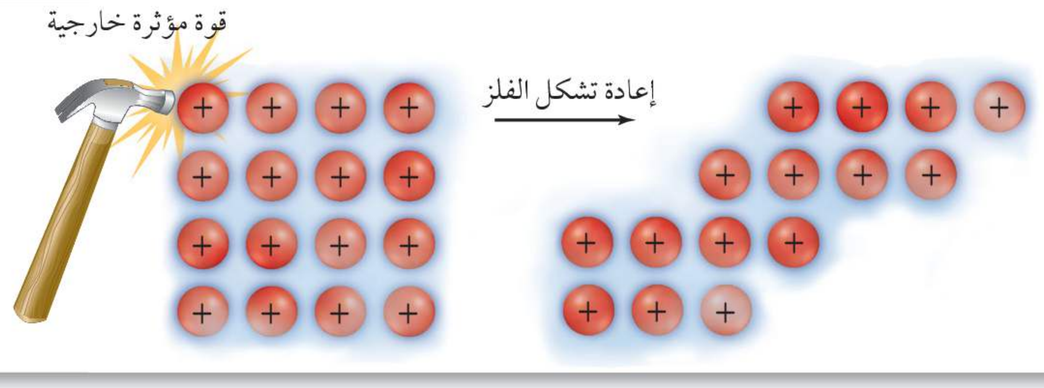
توصيل الحرارة والكهرباء تجعل حركة الإلكترونات حول أيونات الفلزات الموجبة- الفلزاتِ موصلات جيدةً للحرارة والكهرباء؛ حيث تقوم الإلكترونات الحرة بنقل الحرارة من مكان إلى آخر بسرعة أكبر من توصيل المواد التي لا تحتوي على إلكترونات حرة. تتحرك الإلكترونات الحرة بسهولة بوصفها جزءًا من التيار الكهربائي عند حدوث فرق جهد عبر الفلز. وتتفاعل هذه الإلكترونات الحرة مع الضوء من خلال امتصاصه وإطلاق الفوتونات مما ينتج عنه خاصية البريق واللمعان.

ماذا قرأت :الفلزات قابلة للطرق لأن الأيونات الموجبة تنزلق بعضها فوق بعض ضمن بحر الإلكترونات المتحرك. أما المركبات الأيونية فهي هشة وتتكسر عند طرقها، لأن الطرق يؤدي إلى تقابل الأيونات ذات الشحنات المتشابهة فتتنافر بقوة.

الصلابة والقوة لا تقتصر الإلكترونات الحرة الحركة في الفلزات الانتقالية على الإلكترونين الخارجيين في المستوى s، وإنما تشمل أيضًا الإلكترونات الداخلية في المستوى d. وكلما زادت أعداد الإلكترونات الحرة الحركة زادت خواص الصلابة والقوة.

فعلى سبيل المثال، توجد الروابط الفلزية القوية في الفلزات الانتقالية ، ومنها الكروم والحديد والنيكل، في حين أن الفلزات القلوية لينة؛ لأن لها إلكترونًا واحدًا حر الحركة في المستوى ns^1.

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



الشكل 11–3 تؤدي القوة المؤثرة الخارجية (كالمطرقة مثلاً) إلى جعل الأيونات تتحرك عبر الإلكترونات الحرة، مما يجعل الفلز قابلاً للطرق والسحب.

40. التوصيل الكهربائي يعود إلى حركة الإلكترونات الحرة في الشبكة الفلزية، والتي تنقل الشحنة الكهربائية عبر الفلز. أما ارتفاع درجة الغليان فيرجع إلى قوة الرابطة الفلزية؛ حيث إن التجاذب القوي بين الأيونات الموجبة وبحر الإلكترونات يتطلب طاقة عالية جداً للتغلب عليه وفصل الذرات عن بعضها.

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 والبرونز والحديد الزهر من السبائك الكثيرة المفيدة. كما تستعمل سبيكة التيتانيوم والفناديوم لبناء هياكل الدراجات الهوائية كالتي تظهر في الشكل 12–3.

41. في الرابطة الأيونية، قوى التجاذب هي قوى كهروستاتيكية بين أيونات موجبة وسالبة ثابتة في أماكنها. في الرابطة الفلزية، قوى التجاذب تكون بين أيونات الفلز الموجبة وبحر من إلكترونات التكافؤ حرة الحركة التي تحيط بها.

خواص السبائك تختلف خواص السبائك قليلاً عن خواص عناصرها المكونة لها. فالفولاذ مثلًا حديد مخلوط بعنصر آخر على الأقل. تبقى بعض خواص الحديد فيه، ولكن للفولاذ خواص إضافية أخرى منها أنه أكثر قوة. وتتفاوت خواص بعض السبائك وتتغير باختلاف طرائق تصنيعها. وفي حالة بعض الفلزات تنتج بعض الخواص المختلفة اعتمادًا على طريقة التسخين والتبريد. ويبين **الجدول 12–3** أسماء بعض السبائك المهمة واستعمالاتها المتنوعة.

الجدول 12-3 السبائك التجارية

الاسم الشائع	التركيب	الاستعمالات
النيكو	50% Fe, 20% Al, 20% Ni, 10% Co	المغناطيسات
النحاس (النحاس الأصفر)	67–90% Cu, 10–33% Zn	السباكة، والأدوات العامة، والإضاءة
البرونز (النحاس الأحمر)	70–95% Cu, 1–25% Zn, 1–18% Sn	الأجراس، الميداليات
الحديد الصلب	96–97% Fe, 3–4% C	القوالب
الذهب – عيار 10 قراريط	42% Au, 12–20% Ag, 37.46% Cu	المجوهرات (الحلي الذهبية)
حبيبات الرصاص	99.8% Pb, 0.2% As	حبيبات الطلقات النارية
الفولاذ المقاوم للصدأ	73–79% Fe, 14–18% Cr, 7–9% Ni	المغاسل، والأدوات
فضة النقود	92.5% Ag, 7.5% Cu	أدوات المائدة، والحلي

الشكل 12–3 تُصنع أجزاء الدراجات الهوائية في بعض الأحيان من سبيكة التيتانيوم، التي تحتوي على 3% من الألومنيوم و2.5% من الفاناديوم.

المفردات

أصل الكلمة

السبيكة Alloy

جاءت من الكلمة اللاتينية alligare والتي تعني يثني.

التقويم 3-4

الخلاصة

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

40. **الفكرة الرئيسة** **قارن** بين تركيب المركبات الأيونية والفلزات.

41. **اشرح** كيف يمكن تفسير كل من التوصيل الكهربائي وارتفاع درجة غليان الفلزات بواسطة الرابطة الفلزية؟

42. **قارن** بين أسباب قوى التجاذب في الروابط الأيونية والروابط الفلزية.

43. **صمّم تجربة** للتمييز بين المواد الأيونية الصلبة والمواد الفلزية الصلبة، بحيث تشمل على الأقل طريقتين مختلفتين للمقارنة بين المواد الصلبة. فسّر إجابتك.

44. **نموذج** ارسم نموذجًا يوضح قابلية الفلزات للطَّرْق، أو السحب إلى أسلاك، مستعينًا بنموذج بحر الإلكترونات كما في الشكل 10–3.

42. 1. قابلية الطرق والسحب: الفلزات مرنة وقابلة للطرق والسحب بينما المركبات الأيونية هشة وتتكسر. السبب هو أن بحر الإلكترونات في الفلزات يسمح بانزلاق طبقات الأيونات، بينما في المركبات الأيونية يسبب الانزلاق تنافر الأيونات المتشابهة. 2. التوصيل الكهربائي: الفلزات موصلة للكهرباء في الحالة الصلبة لوجود إلكترونات حرة، بينما المركبات الأيونية الصلبة غير موصلة لأن أيوناتها مقيدة الحركة.

43. يتكون الرسم من نموذجين: الأول يمثل شبكة منتظمة من أيونات الفلز الموجبة يحيط بها بحر من الإلكترونات. الثاني يوضح نفس الشبكة بعد تطبيق قوة، حيث انزلقت طبقة من الأيونات لكن بحر الإلكترونات لا يزال يحيط بجميع الأيونات، مما يحافظ على تماسك الفلز.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4–1

الأهداف

- تطبق القاعدة الثمانية على الذرات التي تكوّن روابط تساهمية.
- **تصف** كيفية تكون الرابطة التساهمية الأحادية، والثنائية والثلاثية.
- **تقارن** بين روابط سيجما وروابط باي.
- **تربط** بين قوة الرابطة التساهمية وطولها وطاقة تفككها.

مراجعة المفردات

الرابطة الكيميائية القوة التي تربط ذرتين معًا.

المفردات الجديدة

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

الرابطة التساهمية The Covalent Bond

الفكرة الرئيسة **تستقر ذرات بعض العناصر عندما تتشارك في إلكترونات تكافؤها لتكوين رابطة تساهمية.**

الربط مع الحياة لعلك أردت يومًا أن تشتري كرة تلعب بها أنت وأصدقاؤك، إلا أن المبلغ الذي معك لا يكفي لشرائها، وعندئذ شاركك أحد أصدقائك بالمبلغ المتبقي لشراء الكرة. إن هذا يشبه تشارُك الذرات بالإلكترونات لتكوين مركبات تساهمية.

ما الرابطة التساهمية؟ What is a covalent bond?

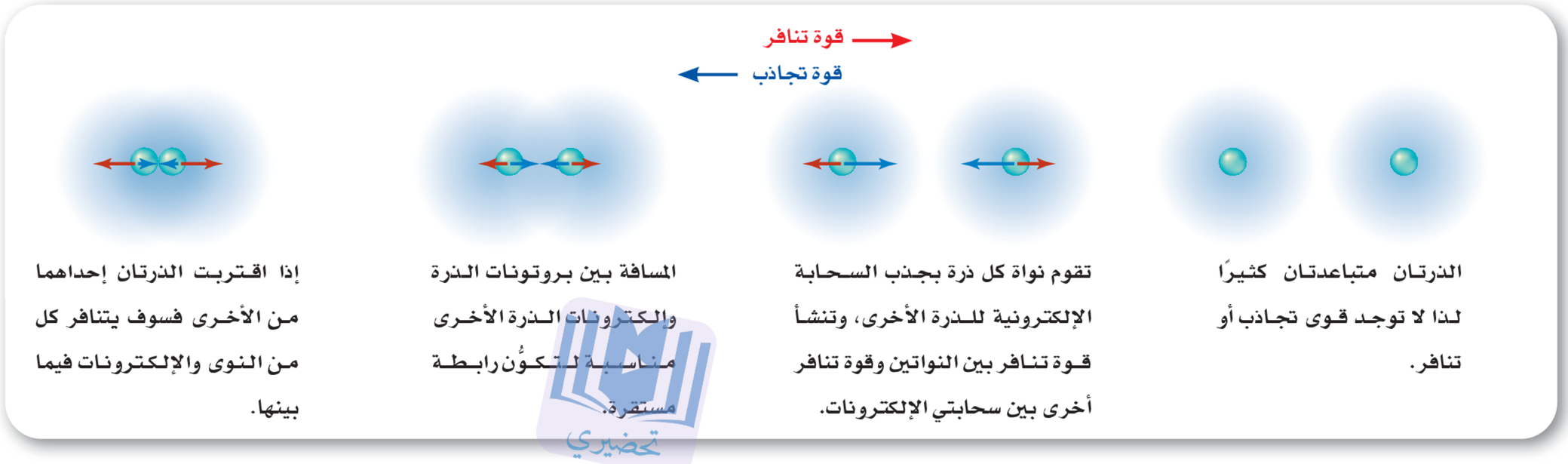
تتشارك بعض الذرات بالإلكترونات ليستقر توزيعها الإلكتروني. فكيف يحدث ذلك؟ وهل هناك طرائق مختلفة تتيح المشاركة بالإلكترونات؟ وكيف تختلف خواص هذه المركبات عن المركبات التي تتكون من الأيونات؟

الإلكترونات المشتركة تتشارك الذرات في المركّبات غير الأيونية في الإلكترونات، كما في جزيئات قطرات الماء في **الشكل 1–4**. وتسمى الرابطة الكيميائية التي تنتج عن مشاركة كلًّا من الذرتين الداخلتين في تكوين الرابطة بزوج إلكتروني واحد أو أكثر من الأزواج الإلكترونية **الرابطة التساهمية**. ويتكون **الجزيء** عندما ترتبط ذرتان أو أكثر برابطة تساهمية. وتعد الإلكترونات المشتركة في تكوين الرابطة جزءًا من إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي لكلتا الذرتين المشتركتين. وعادة ما تتكون الروابط التساهمية بين ذرات اللافلزات المتجاورة في الجدول الدوري.

تكوّن الروابط التساهمية تتكون الجزيئات الثنائية الذرات- ومنها الهيدروجين (H_2) والنيتروجين (N_2)، والأكسجين (O_2)، والفلور (F_2)، والكلور (Cl_2)، والبروم (Br_2)، واليود (I_2) - عندما تتشارك ذرتان من نفس العنصر في إلكترونات التكافؤ، حيث أن الجزيء المكون من ذرتين أكثر استقرارًا من الذرة في حالتها الفردية.

الشكل 1–4 تتكون كل قطرة ماء من جزيئات يحتوي كل منها على ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين واحدة، وترتبط فيما بينها برابطة تساهمية.

وتتشكل القطرة بحسب القوى بين الجزيئية.

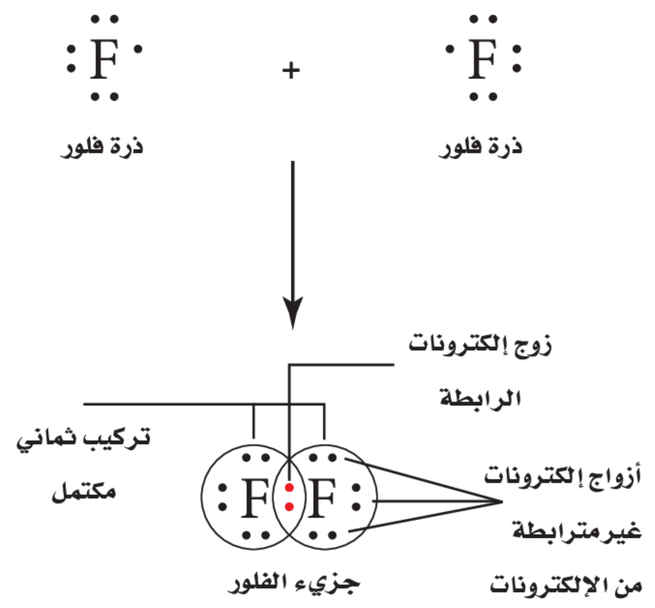


وباستعراض الفلور نجد أن له التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^5$، حيث لكل ذرة فلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد لتصل إلى الحالة الثمانية. وعندما تقترب ذرتا فلور تحت تأثير العديد من القوى -كما في **الشكل 2–4**- تتولد قوتا تنافر تؤثران في الذرات، إحداهما بين إلكترونات الذرتين، والأخرى بين بروتونات الذرتين 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، وعندئذ ترتبط الذرتان برابطة تساهمية، ويتكون الجزيء. أما إذا اقتربت الذرتان إحداهما من الأخرى أكثر من ذلك فسوف تتغلب قوى التنافر على قوى التجاذب.

يحدث الترتيب الأكثر استقرارًا والأمثل للذرات في الرابطة التساهمية عند أفضل مسافة بين نواتي الذرتين. حيث تصبح محصلة قوى التجاذب عند هذه النقطة أكبر من محصلة قوى التنافر. يوجد الفلور على شكل جزيئات ثنائية الذرات؛ لأن مشاركة زوج من الإلكترونات يعطي كل ذرة فلور التوزيع الإلكتروني الشبيه بالتوزيع الخاص بالغاز النبيل. ويوضح **الشكل 3–4** أن لكل ذرة فلور في جزيء الفلور زوجًا واحدًا من الإلكترونات المشتركة، وثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المترابطة التي لا تشارك في تكوين الرابطة.

الشكل 2–4 تبين الأسهم في الأشكال أعلاه 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؟**



الشكل 3–4 تتشارك ذرتا فلور في زوج من الإلكترونات لتكوّنا رابطة تساهمية. لاحظ أن زوج الإلكترونات المشتركة قد جعل إلكترونات المدار الأخير ثمانية إلكترونات.

1. ينصهر شمع البرافين أولاً ثم السكروز، بينما لا ينصهر كلوريد الصوديوم في هذه الظروف.

2. شمع البرافين: درجة انصهاره منخفضة. السكروز: درجة انصهاره متوسطة. كلوريد الصوديوم: درجة انصهاره مرتفعة جدًا.

تجربة

مقارنة درجات الانصهار

كيف يمكن تحديد العلاقة بين نوع الرابطة ودرجة الانصهار؟
تعتمد خواص المركب على نوع الرابطة، إذا كانت أيونية أو تساهمية.

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. صمّم جدولاً لتسجيل بيانات التجربة.
3. اعمل ثلاثة فجوات بسيطة ومتساوية (A و B و C) في قاع طبق من الألومنيوم مستعينًا بقلم مناسب (قلم تخطيط تحضيري مثلاً).
4. ضع الطبق على السخان الكهربائي.

تحذير: تعامل بحذر عند تسخين الوعاء.

5. احصل من معلمك على عينات من كل من بلورات السكر ($C_{12}H_{22}O_{11}$)، وبلورات الملح (NaCl)، وشمع البارافين ($C_{23}H_{48}$)، وضعها في الفجوات على الترتيب.
6. توقع الترتيب الذي ستنصهر به المركبات عند تسخينها.
7. أدر مفتاح التسخين عند أعلى درجة حرارة واطلب إلى أحد الزملاء البدء في قياس زمن التسخين مستخدمًا ساعة إيقاف.
8. راقب المركبات في أثناء فترة التسخين، وسجل أيّها ينصهر أولًا، ووفق أي ترتيب.
9. أغلق جهاز التسخين بعد انقضاء 5 دقائق، وارفع الطبق بالملاقط أو القفازات الخاصة بذلك.
10. دع الطبق حتى يبرد ثم تخلص منه بالطريقة الصحيحة.

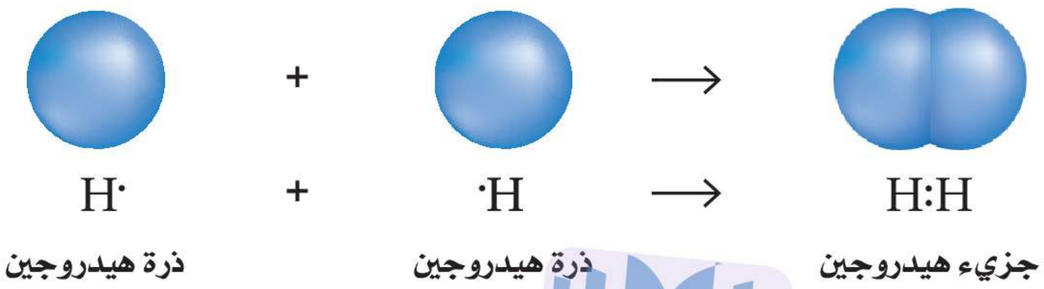
تحليل النتائج

1. **اذكر** أي المركبات انصهر أولاً؟ وأيها لم ينصهر؟
2. **طبّق** استنادًا إلى النتائج والمشاهدات، صف درجة انصهار كل مادة صلبة باستخدام أحد الخواص الآتية: منخفضة، متوسطة، مرتفعة، مرتفعة جدًّا.
3. **استنتج** أي المركبات يحتوي على روابط أيونية، وأيها يحتوي على روابط تساهمية؟
4. **لخص** كيف يؤثر نوع الرابطة في درجة انصهار المركبات؟

الروابط التساهمية الأحادية Single Covalent Bonds

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

يوضح التمثيل النقطي للإلكترونات **تركيب لويس Lewis structure** ترتيب إلكترونات التكافؤ في الجزيء، حيث يمثل كل خط أو زوج من النقط العمودية رابطة تساهمية واحدة. فعلى سبيل المثال، يمكن كتابة جزيء الهيدورجين هكذا H – H أو H:H.



الشكل 4–4 عندما تتشارك ذرتا هيدروجين في زوج من الإلكترونات تحصل كل ذرة على مستوى طاقة خارجي ممتلئ بالإلكترونات، وتصبح مستقرة.

3. كلوريد الصوديوم (NaCl) يحتوي على روابط أيونية. شمع البرافين والسكروز يحتويان على روابط تساهمية.

4. المركبات التي تحتوي على روابط تساهمية تكون درجات انصهارها بشكل عام أقل من المركبات التي تحتوي على روابط أيونية.

المجموعة 17 والروابط التساهمية الأحادية

تضم الهالوجينات – عناصر المجموعة 17– ومنها الفلور سبعة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترون واحد للوصول إلى حالة الثمانية إلكترونات. لذا تكوّن ذرات عناصر المجموعة 17 رابطة تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها الكربون. وكما سبق، فقد قرأت أن ذرات عناصر المجموعة 17 تكون روابط تساهمية مع ذرات من النوع نفسه. فعلى سبيل المثال، يوجد الفلور على صورة F_2، والكلور على صورة Cl_2.

المجموعة 16 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع ذرات عناصر المجموعة 16 أن تشترك بإلكترونين وتكوّن رابطتين تساهميتين. فالأكسجين أحد عناصر المجموعة 16 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$، حيث يدخل الأكسجين في تركيب الماء الذي يتكون من ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين. ويصبح لكل ذرة هيدروجين التوزيع الإلكتروني لغاز الهيليوم النبيل نفسه عندما 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 4–5a** تركيب لويس لجزيء الماء. لاحظ أن لذرة الأكسجين رابطتين تساهميتين أحاديتين وزوجين من الإلكترونات غير المترابطة.

المجموعة 15 والروابط التساهمية الأحادية

تستطيع عناصر المجموعة 15 أن تكون ثلاث روابط تساهمية مع ذرات اللافلزات. فالنيتروجين من عناصر المجموعة 15 وتوزيعه الإلكتروني هو $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. ولغاز الأمونيا (النشادر) NH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية، حيث ترتبط ثلاثة إلكترونات من النيتروجين بثلاث ذرات من الهيدروجين تاركةً زوجًا وحيدًا من الإلكترونات غير المشتركة على ذرة النيتروجين. ويوضح **الشكل 4–5b** نموذج لويس لجزيء الأمونيا. ويستطيع النيتروجين أيضًا تكوين مركبات مشابهة للأمونيا عند اتحاده بذرات عناصر المجموعة 17، مثل NF_3 ثلاثي فلوريد النيتروجين وثلاثي كلوريد النيتروجين NCl_3، وثلاثي بروميد النيتروجين NBr_3. وتتشارك كل ذرة من عناصر المجموعة 17 مع ذرة نيتروجين من خلال زوج واحد من الإلكترونات.

المجموعة 14 والروابط التساهمية الأحادية

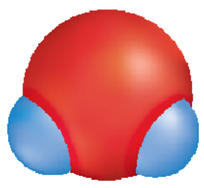
تستطيع عناصر المجموعة 14 أن تكوّن أربع روابط تساهمية. ويتكون جزيء الميثان CH_4 عندما ترتبط ذرة كربون واحدة بأربع ذرات هيدروجين. وللكربون–وهو عنصر في المجموعة 14– التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$، وبواقع أربعة إلكترونات تكافؤ. لذا يحتاج الكربون إلى أربعة إلكترونات ليصل إلى التوزيع الإلكتروني المشابه للغازات النبيلة. لذا، عندما يتحد الكربون بالذرات الأخرى يكون أربع روابط. ولأن الهيدروجين، من عناصر المجموعة الأولى، وله إلكترون تكافؤ واحد فإن ذرة الكربون تحتاج إلى أربع ذرات هيدروجين للحصول على أربعة إلكترونات تحتاج إليها. ويوضح **الشكل 4–5c** تركيب لويس للميثان. كذلك يكوّن الكربون أربع روابط تساهمية أحادية مع اللافلزات الأخرى، ومنها عناصر المجموعة 17.

ماذا قرأت؟ **صف** كيف يرمز تركيب لويس للرابطة التساهمية؟

يرمز للرابطة التساهمية بزوج من النقاط الإلكترونية أو بخط يوضع بين رمزي الذرتين للدلالة على زوج الإلكترونات المشترك.

a

الماء



$$2H\cdot + \cdot\ddot{O}: \rightarrow H-\ddot{O}:$$
$$\quad\quad\quad

1. PH_3: ذرة فسفور مركزية مرتبطة بثلاث ذرات هيدروجين، ولدى الفسفور زوج واحد من الإلكترونات غير المرتبطة.

2. H_2S: ذرة كبريت مركزية مرتبطة بذرتي هيدروجين، ولدى الكبريت زوجان من الإلكترونات غير المرتبطة.

الشكل 6–4 تم حفر الزجاج الخشن الظاهر في الشكل كيميائيًّا باستعمال فلوريد الهيدروجين HF، وهو حمض ضعيف. يتفاعل فلوريد الهيدروجين مع السليكا (أكسيد السليكون)، المكوّن الرئيس للزجاج وينتج عن ذلك SiF_4 والماء.

مثال 1–4

تركيب لويس للجزيء تم عمل الرسوم المبينة في **الشكل 6–4** على الزجاج بالمعالجة الكيميائية (الحفر) لسطح الزجاج بواسطة فلوريد الهيدروجين HF. ارسم تركيب لويس لجزيء فلوريد الهيدروجين.

3. HCl: ذرة هيدروجين مرتبطة بذرة كلور، ولدى الكلور ثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة.

1 تحليل المسألة

لقد علمت أن جزيء فلوريد الهيدروجين مكون من الفلور والهيدروجين. ولأن ذرة الهيدروجين –وهو عنصر في المجموعة 1– لها إلكترون تكافؤ واحد فإنها تستطيع الاتحاد بأي من اللافلزات من خلال المشاركة بزوج واحد من الإلكترونات. كما أن ذرة الفلور من عناصر المجموعة 17 تحتاج إلى إلكترون لتصل إلى حالة الثمانية، لذلك تتكون رابطة تساهمية أحادية عند اتحاد الهيدروجين والفلور.

4. CCl_4: ذرة كربون مركزية مرتبطة بأربع ذرات كلور، وكل ذرة كلور لديها ثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة.

2 حساب المطلوب

لكي نرسم تركيب لويس نبدأ بالتمثيل النقطي لإلكترونات التكافؤ لكل ذرة، ثم نعيد كتابة الرموز الكيميائية ونرسم خطًّا بينهما لتوضيح زوج الإلكترونات المشتركة. وأخيرًا نضيف النقط لتوضيح 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 للغاز النبيل، وتكون في حالة الاستقرار.

5. SiH_4: ذرة سيليكون مركزية مرتبطة بأربع ذرات هيدروجين.

مسائل تدريبية

6. جزيء ناتج عن اتحاد عنصر من المجموعة 1 (مثل H) وعنصر من المجموعة 16 (مثل O) هو الماء H_2O. تركيب لويس له هو ذرة أكسجين مركزية مرتبطة بذرتي هيدروجين، مع زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على الأكسجين.

ارسم تركيب لويس لكل جزيء مما يأتي:

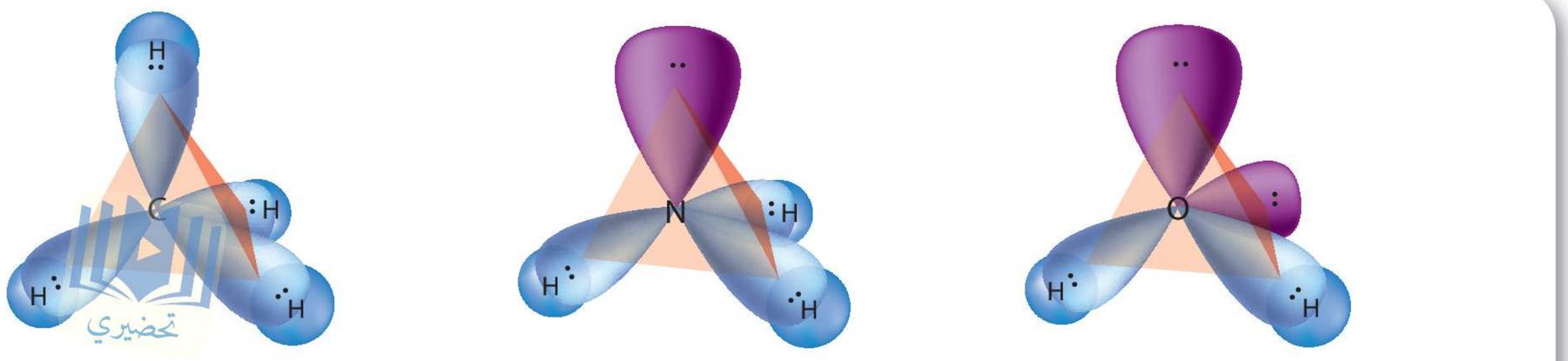
1. PH_3
2. H_2S
3. HCl
4. CCl_4
5. SiH_4

6. **تحفيز** ارسم تركيب لويس العام لجزيء ناتج عن اتحاد عنصرين أحدهما من عناصر المجموعة 1 والآخر من عناصر المجموعة 16.

الرابطة سيجما σ تسمى الروابط التساهمية الأحادية **روابط سيجما**، ويرمز إليها بالحرف الإغريقي σ. وتتكون رابطة سيجما عندما تتشارك ذرتان في الإلكترونات وتتداخل مستويات تكافؤهما تداخلًا رأسيًا (رأسًا مقابل رأس)، فتزداد الكثافة الإلكترونية في مستوى الربط بين الذرتين. ويقع مستوى الربط في المنطقة التي يكون احتمال وجود إلكترونات الرابطة فيها أكبر ما يكون. وتتكون رابطة سيجما عندما يتداخل مستوى s مع مستوى s آخر أو مستوى p، أو عند تداخل مستوى p مع مستوى p آخر. ولجزيئات الماء H_2O، والأمونيا NH_3 والميثان CH_4 روابط سيجما، كما في **الشكل 7–4**.

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

تتكون رابطة سيجما من تداخل المدارات الذرية رأسًا لرأس، ويمكن أن يحدث هذا التداخل بين مداري s، أو مدار s ومدار p، أو مداري p.



الماء H_2O | الأمونيا NH_3 | الميثان CH_4

الروابط التساهمية المتعددة Multiple Covalent Bonds

تكتسب الذرات في بعض الجزيئات التوزيع الإلكتروني للغازات النبيلة عندما تشترك بأكثر من زوج من الإلكترونات مع ذرة أخرى أو أكثر. وينتج عن المشاركة بأكثر من زوج من الإلكترونات الروابط التساهمية المتعددة. فالروابط التساهمية الثنائية والثلاثية أمثلة على ذلك. وفي العادة تكون ذرات الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت روابط تساهمية متعددة مع اللافلزات. فكيف تعرف متى تكوّن ذرتان رابطة متعددة؟ إن عدد إلكترونات التكافؤ التي تحتاج إليها ذرة العنصر للوصول إلى الحالة الثمانية يكون مساويًا لعدد الروابط التساهمية الممكن تكوينها.

الروابط الثنائية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان بزوجين من الإلكترونات فيما بينهما. فعلى سبيل المثال، يوجد الأكسجين على شكل جزيئات ثنائية الذرات. ويوضح **الشكل 4–8a** أن لكل ذرة أكسجين ستة إلكترونات تكافؤ، وتحتاج إلى إلكترونين لتصل إلى التوزيع الإلكتروني الخاص بالغاز النبيل. لذا تتكون الرابطة التساهمية الثنائية عندما تقوم كل ذرة بالمشاركة بإلكترونين، ليصل المجموع إلى زوجين من الإلكترونات المشتركة بين الذرتين.

الروابط الثلاثية تتكون هذه الروابط عندما تشترك ذرتان في ثلاثة أزواج من الإلكترونات فيما بينهما. ويحتوي النيتروجين N_2 الثنائي الذرات على رابطة تساهمية ثلاثية. ويوضح **الشكل 4–8b** أنّ كل ذرة نيتروجين تشترك بثلاثة إلكترونات لتكون رابطة تساهمية ثلاثية مع ذرة نيتروجين أخرى.

الرابطة باي π تتألف الرابطة التساهمية المتعددة من رابطة سيجما واحدة **ورابطة باي** واحدة على الأقل، ويرمز إليها بالرمز الإغريقي π. وتتكون هذه الرابطة عندما تتداخل مستويات p الفرعية المتوازية تداخلًا متوازيًا وتشترك في الإلكترونات. وتشغل أزواج الإلكترونات المشاركة لرابطة باي المكان أو الفراغ أعلى الخط الذي يمثل مكان اتحاد الذرتين معًا وأسفله.

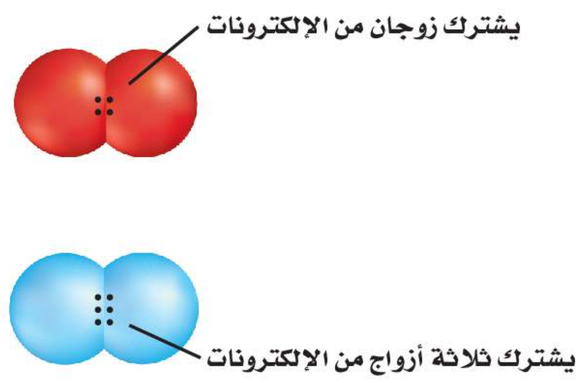
الشكل 4–7 تكونت روابط سيجما في كل من هذه الجزيئات عندما تداخلت مستويات ذرات الهيدروجين الذرية مباشرة (رأسًا مقابل رأس) مع مستويات الذرة المركزية.

استنتج ما أنواع المستويات التي تتداخل لتكون روابط سيجما في الميثان؟

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

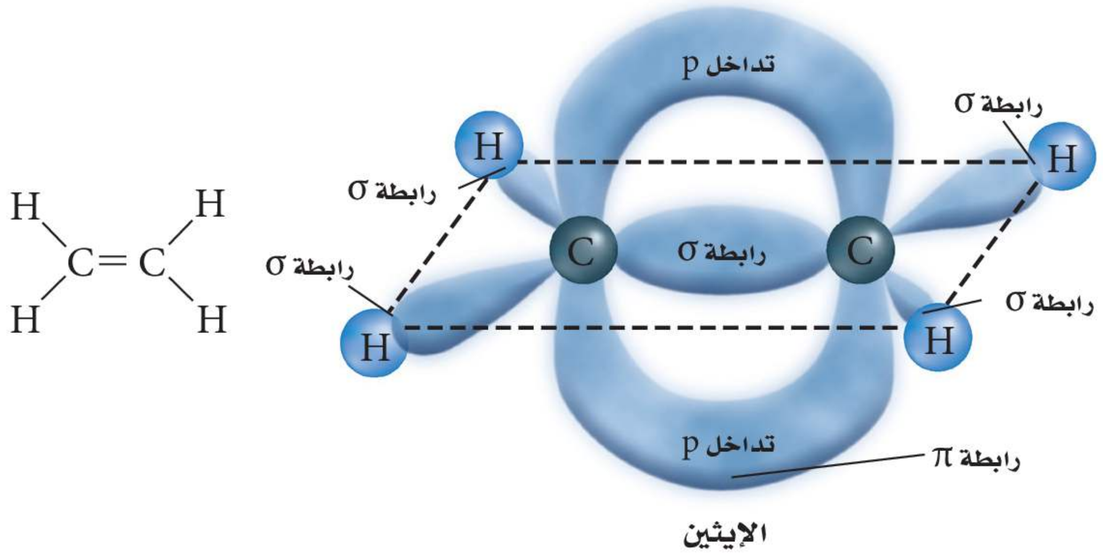
تتكون روابط سيجما في الميثان (CH_4) من تداخل مدارات s من ذرات الهيدروجين الأربع مع المدارات المهجنة sp^3 الأربعة من ذرة الكربون.



الشكل 4–8 تتكون الروابط التساهمية المتعددة عندما تشترك ذرتان بأكثر من زوج من الإلكترونات:

a. تكوّن ذرتان من الأكسجين رابطة ثنائية.

b. تكوّن ذرتان من النيتروجين رابطة ثلاثية.



الشكل 9–4 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 بشكل متوازي (جنبًا إلى جنب) بين مستويات p الفرعية. وينتج عن ذلك رابطة باي π.

من المهم أن نلاحظ أن الجزيئات التي لها روابط تساهمية متعددة تحتوي على روابط سيجما وروابط باي أيضًا. فالرابطة التساهمية الثنائية الموضحة في **الشكل 9–4** 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

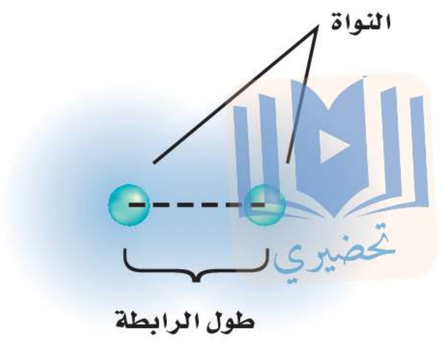
تذكّر أن الرابطة التساهمية تتضمن قوى تجاذب وقوى تنافر. وفي الجزيء تتجاذب النوى مع الإلكترونات، وتتنافر النوى مع النوى الأخرى، كما تتنافر الإلكترونات مع الإلكترونات الأخرى أيضًا. وعندما يختل هذا التوازن بين قوى التجاذب والتنافر يمكن كسر الرابطة التساهمية. ولاختلاف الروابط التساهمية في قوتها يسهل كسر بعض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

طول الرابطة تعتمد قوة الرابطة التساهمية على المسافة بين النواتين. وتعرف المسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين بطول الرابطة، كما في **الشكل 10–4**، حيث تعتمد قوة الرابطة على طول الرابطة وقوة التجاذب بين الذرتين، ويحدد ذلك بحجم الذرتين المترابطتين، وعدد أزواج الإلكترونات المشتركة. ويوضح **الجدول 1–4** قائمة بأطوال الروابط لجزيئات الفلور F_2 والأكسجين O_2 والنيتروجين N_2. لاحظ أنه كلما زاد عدد الإلكترونات المشتركة قصرت الرابطة. إن طول الرابطة وقوتها مرتبطان أحدهما مع الآخر؛ فكلما قصر طول الرابطة كانت أقوى. فالرابطة الأحادية للفلور F_2 أضعف من الرابطة الثنائية للأكسجين O_2، وكذلك الرابطة الثنائية للأكسجين أضعف من الرابطة الثلاثية للنيتروجين.

ماذا قرأت؟ حدد العلاقة بين نوع الرابطة التساهمية وطولها.

الجدول 1-4 نوع وطول الرابطة التساهمية

الجزيء	نوع الرابطة	طول الرابطة
F_2	تساهمية أحادية	$1.43 \times 10^{-10}\ m$
O_2	تساهمية ثنائية	$1.21 \times 10^{-10}\ m$
N_2	تساهمية ثلاثية	$1.10 \times 10^{-10}\ m$



الشكل 10–4 يُقدّر طول الرابطة بالمسافة بين مركزي نواتي الذرتين المترابطتين.

ماذا قرأت :كلما زاد عدد أزواج الإلكترونات المشتركة بين الذرتين (أي بالانتقال من الرابطة الأحادية إلى الثنائية ثم الثلاثية)، قل طول الرابطة.

7. الذرات التي تكون في الغالب روابط تساهمية هي ذرات العناصر اللافلزية القريبة من بعضها في الجدول الدوري، حيث تكون قيم الكهروسالبية لها متقاربة.

الجدول 2-4 طاقة تفكك الرابطة

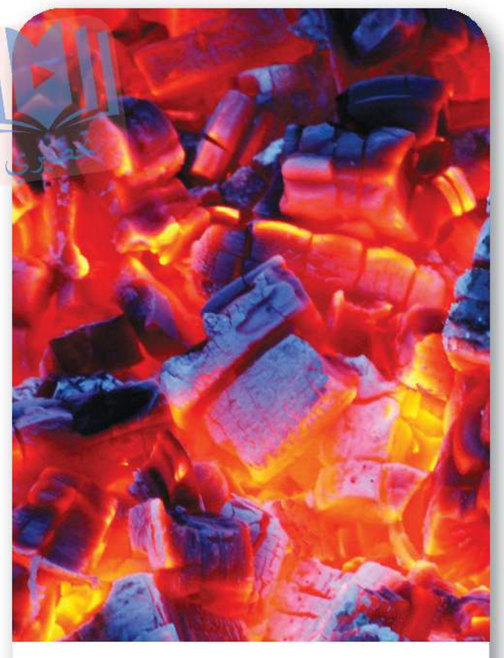
الجزيء	طاقة تفكك الرابطة
F_2	159 kJ/mol
O_2	498 kJ /mol
N_2	945 kJ /mol

الطاقة والروابط يحدث تغير في الطاقة عند تكوّن أو تكسير الروابط بين ذرات الجزيئات. وتنبعث الطاقة عند تكوّن الرابطة، إلا أننا نحتاج إلى الطاقة لكسرها. وتعرف الطاقة اللازمة لكسر رابطة تساهمية معينة بـ "طاقة تفكك الرابطة" وهي مقدار موجب. ويبين **الجدول 2–4** طاقة تفكك الروابط لجزيئات كل من الفلور والأكسجين والنيتروجين.

وتبين طاقة تفكك الرابطة قوة الرابطة الكيميائية؛ بسبب العلاقة العكسية بين طول الرابطة وطاقتها. ويشير **الجدولان 1–4**، 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.

8. في جميع أنواع الروابط التساهمية (الأحادية والثنائية والثلاثية)، تشارك الذرات الإلكترونات للوصول إلى التوزيع الإلكتروني الثماني المستقر. يكمن الاختلاف في عدد أزواج الإلكترونات المشتركة: زوج واحد في الأحادية، زوجان في الثنائية، وثلاثة أزواج في الثلاثية.

ويُحدّد إجمالي طاقة التفاعل الكيميائي بمقدار طاقة تفكك الروابط ومقدار طاقة تكوّنها. ويحدث **التفاعل الماص للطاقة** عندما يكون مقدار الطاقة المطلوبة لتفكيك الروابط الموجودة في المواد المتفاعلة أكبر من مقدار الطاقة الناتجة عن تكوّن الروابط الجديدة في المواد الناتجة. أما **التفاعل الطارد للطاقة** فيحدث عندما تكون الطاقة المنبعثة في أثناء تكوُّن روابط المواد الناتجة أكبر من الطاقة المطلوبة لتفكيك روابط المواد المتفاعلة. أنظر **الشكل 11–4**.



الشكل 11–4 يتطلب كسر رابطة C-C في الفحم النباتي وكسر رابطة O-O في أكسجين الهواء إلى إضافة طاقة. وعند احتراق الفحم في الأكسجين يتكون CO_2. ويصاحب ذلك إطلاق الطاقة على شكل حرارة وضوء. لذا يعد حرق الفحم في الأكسجين تفاعلاً طاردًا للحرارة.

9. الرابطة التساهمية تنتج عن مشاركة الإلكترونات بين الذرات. أما الرابطة الأيونية فتنتج عن التجاذب الكهروستاتيكي بين الأيونات الموجبة والسالبة التي تكونت نتيجة انتقال الإلكترونات من ذرة إلى أخرى.

التقويم 4-1

الخلاصة

- تتكون الروابط التساهمية عندما تشترك الذرات في زوج أو أكثر من إلكترونات التكافؤ.
- ينتج عن المشاركة بزوج واحد أو زوجين أو ثلاثة أزواج من الإلكترونات روابط تساهمية أحادية أو ثنائية، أو ثلاثية على الترتيب.
- تتكوّن روابط سيجما نتيجة التداخل الرأسي للمستويات. أما روابط باي فتتكون نتيجة تداخل المستويات المتوازية. وتتكون الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة سيجما، في حين تتكون الرابطة المتعددة من رابطة سيجما ورابطة باي واحدة على الأقل.
- يُقاس طول الرابطة بالمسافة بين نواتي الذرتين المترابطتين. ونحتاج إلى طاقة لتفكيك الرابطة.

7. **الفكرة الرئيسة** **حدّد** نوع الذرات التي تكوّن في الغالب روابط تساهمية.

8. **صف** كيف تنطبق القاعدة الثمانية على الروابط التساهمية؟

9. **اشرح** باستخدام تركيب لويس كيف تتكون الرابطة التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية؟

10. **قارن** بين الرابطة الأيونية والرابطة التساهمية.

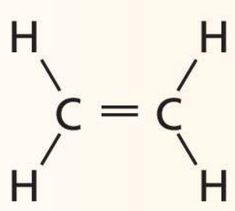
11. **قارن** بين روابط سيجما وروابط باي.

12. **طبق** استعن **بالجدولين 1–4** و**2–4**، لرسم منحنىً بياني يمثل طاقة الرابطة مقابل طول الرابطة، ثم صف العلاقة بينهما.

13. **توقع** طاقة تفكك الروابط التساهمية نسبيًّا لكل مما يأتي:

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

b.



10. رابطة سيجما (σ) تنشأ عن التداخل المحوري (رأسًا لرأس) للمدارات الذرية وتكون قوية. رابطة باي (π) تنشأ عن التداخل الجانبي للمدارات p المتوازية وتكون أضعف. الرابطة الأحادية هي رابطة سيجما، بينما تحتوي الروابط المتعددة على رابطة سيجما واحدة ورابطة باي أو أكثر.

11. العلاقة بين طاقة الرابطة وطولها علاقة عكسية. كلما كان طول الرابطة أقصر، كانت الرابطة أقوى، واحتاجت إلى طاقة تفكك أكبر لكسرها.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4–2

الأهداف

- **تترجم** الصيغ الجزيئية إلى أسماء للمركبات الجزيئية الثنائية الذرات.
- **تسمّي** المحاليل الحمضية.

مراجعة المفردات

الأيون الأكسجيني السالب: أيون يتكون من مجموعة من الذرات، وأحد عناصره في الغالب لا فلز متحد بذرة أو أكثر من الأكسجين.

المفردات الجديدة

الحمض الأكسجيني.

تسمية الجزيئات Naming Molecules

الفكرة الرئيسة **تستعمل قواعد محددة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، والأحماض الثنائية، والأحماض الأكسجينية.**

الربط مع الحياة تعلم أن والدة والدتك هي جدتك، وأن أخت والدك هي عمتك، بينما أخو والدتك يسمى خالك. وكما أن هذه العلاقات تحكمها قواعد في تسميتها فكذلك تحكم تسمية الجزيئات مجموعة من القواعد.

تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات
Naming Binary Molecular Compounds

هناك العديد من الأسماء الشائعة للمركبات الجزيئية، إضافة إلى أسمائها العلمية التي تبين تركيبها. فعند كتابة الصيغة الجزيئية وتسمية الجزيئات نستعمل خطوات شبيهة بتلك التي استخدمت في المركبات الأيونية.

لنبدأ أولاً بالمركبات الجزيئية الثنائية الذرات. لاحظ أن المركبات الجزيئية الثنائية الذرات تتكون من لافلزين فقط. فعلى سبيل المثال، توضح القواعد الآتية خطوات تسمية غاز أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O، وهو غاز لا لون له يستخدم طبيًا في التخدير لإجراء العمليات الجراحية، كما يستخدم في بعض الحالات الخاصة لعلاج الألم الحاد، أو لتقليل التوتر والاسترخاء قبل عمليات الأسنان الجراحية، إلا أن الاستخدام المزمن له يمكن أن يسبب أضرارًا عصبية خطيرة وأحيانًا دائمة.

1. يظهر اسم العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية أولاً، ويظهر اسم العنصر الأول كاملاً. N هو رمز النيتروجين.
2. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة الجزيئية باستخدام جذر الاسم مع إضافة مقطع (يد). O رمز الأكسجين ويظهر باسم أكسيد.
3. تُستخدم البادئات في التسمية لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الصيغة الجزيئية، ويبين الجدول 3–4 قائمة بالبادئات الأكثر شيوعًا واستعمالاً. ونظرًا إلى وجود ذرتي نيتروجين تُستخدم البادئة "ثنائي".

الجدول 3-4 بادئات أسماء المركبات التساهمية

عدد الذرات	البادئة	عدد الذرات	البادئة
1	أول (أحادي)	6	سادس (سداسي)
2	ثاني (ثنائي)	7	سابع (سباعي)
3	ثالث (ثلاثي)	8	ثامن (ثماني)
4	رابع (رباعي)	9	تاسع (تساعي)
5	خامس (خماسي)	10	عاشر (عشاري)

مثال 2–4

تسمية مركبات الجزيئات الثنائية الذرات ما اسم المركب P_2O_5 الذي يُستخدم مادةً مجففة تمتص الماء؟

1 تحليل المسألة

المعطيات: الصيغة الجزيئية للمركب. تحتوي الصيغة على العناصر وعدد ذرات كل عنصر في الجزيء. ولأن العنصرين من اللافلزات لذا يمكن استخدام القواعد المتبعة عند تسمية المركبات الجزيئية الثنائية الذرات.

2 حساب المطلوب

أولاً سمِّ عناصر المركب.

العنصر الأول يُسمى باسمه الكامل. الفوسفور

العنصر الثاني يُضاف مقطع (يد) إلى أصل اسم العنصر عند جمع الاسمين معًا. أكسيد

أكسيد الفوسفور

والآن نضيف البادئات التي تعبر عن عدد ذرات كل عنصر.

خامس أكسيد ثنائي الفوسفور

3 تقويم الإجابة

يبين اسم المركب أنه يحتوي على ذرتين من الفوسفور، وخمس ذرات من الأكسجين. وهذا يتفق مع الصيغة الجزيئية P_2O_5 .

مسائل تدريبية

سمِّ كلًّا من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات الآتية:

14. CO_2 **14. ثاني أكسيد الكربون**
15. SO_2 **15. ثاني أكسيد الكبريت**
16. NF_3 **16. ثالث فلوريد النيتروجين**
17. CCl_4 **17. رابع كلوريد الكربون**
18. **تحفيز** ما الصيغة الجزيئية لمركب ثالث أكسيد ثنائي الزرنيخ؟ **As_2O_3 .18**

أسماء شائعة لبعض المركبات الجزيئية هل استمتعت يومًا بكأس باردٍ من أكسيد ثنائي الهيدروجين؟ لقد فعلت ذلك مرارًا، غير أنك استخدمت الاسم الشائع لذلك وهو الماء. تذكر أن الكثير من المركبات الأيونية لها أسماء شائعة بالإضافة إلى الاسم العلمي. فعلى سبيل المثال، صودا الخبز هي كربونات الصوديوم الهيدروجينية، وملح الطعام هو كلوريد الصوديوم.

عُرف الكثير من المركبات الجزيئية الثنائية الذرات، ومنها أكسيد النيتروز والماء، منذ زمن طويل، وأُعطيت أسماء شائعة قبل تطوير النظام الحالي في تسمية المركبات. ومن المركبات التساهمية التي تعرف غالبًا باسمها الشائع بدلاً من اسمها العلمي الأمونيا NH_3 والهيدرازين N_2H_4 وأكسيد النيتريك NO.

ماذا قرأت؟ طبِّق ما الاسم العلمي لكل من الأمونيا والهيدرازين وأكسيد النيتريك؟

ماذا قرأت؟: الأمونيا (NH_3): ثالث هيدريد النيتروجين، الهيدرازين (N_2H_4): رابع هيدريد ثنائي النيتروجين، أكسيد النيتريك (N_2O): أكسيد ثنائي النيتروجين.

تسمية الأحماض Naming Acids

تكُون المحاليل المائية لبعض الجزيئات حمضية، ويُسمى المركب حمضًا إذا أنتج أيونات الهيدروجين H^+ في المحلول. فعلى سبيل المثال، HCl ينتج H^+ في المحلول، لذا فهو حمض. وهناك نوعان من الأحماض، هما الأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية.

تسمية الأحماض الثنائية يحتوي الحمض الثنائي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط. وتسمى الأحماض الثنائية الشائعة -ومنها حمض الهيدروكلوريك- وفق القواعد الآتية:

1. يستعمل المقطع "هيدرو" في الكلمة الثانية لتسمية الجزء الهيدروجيني من المركب. وتتألف بقية الكلمة من جذر اسم العنصر الثاني مضافًا إليها الخاتمة "يك". لذا فإن **HCl (الهيدروجين والكلور) يصبحان معًا هيدروكلوريك.**
2. تكون الكلمة الأولى دائمًا كلمة حمض، **لذا فإن محلول HCl في الماء يعرف باسم حمض الهيدروكلوريك.**

وعلى الرغم من أن تعبير ثنائي يشير إلى وجود عنصرين فقط، إلاَّ أن بعض الأحماض التي تحوي أكثر من عنصرين تُسمى بالطريقة نفسها التي تسمى بها الأحماض الثنائية العناصر ما لم تحتوي صيغة الحمض على الأكسجين. ويكون جذر الجزء الثاني للاسم هو جذر الأيون المتعدد الذرات. فمثلاً HCN الذي يتألف من الهيدروجين وأيون السيانيد يعرف باسم حمض الهيدروسيانيك.

تسمية الأحماض الأكسجينية يعرف الحمض الذي يتألف من الهيدروجين وأيون أكسجيني باسم **الحمض الأكسجيني**. ولابد أنك تتذكر أن الأيون الأكسجيني السالب عبارة عن أيون عديد الذرات يحتوي على ذرة أو أكثر من ذرات الأكسجين. والقواعد الآتية تشرح طريقة تسمية حمض النيتريك HNO_3 وهو حمض أكسجيني.

1. أولاً: تعرّف الأيون الأكسجيني الموجود. إن الكلمة الثانية التي يتألف منها اسم الحمض الأكسجيني تأتي من مصدر الأيون الأكسجيني ومعها مقطع "بير" أو "هيبو". أما إذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بمقطع "ات" فيستبدل به مقطع "يك". وإذا انتهى اسم الأنيون الأكسجيني بمقطع "يت" فإنه يستبدل به مقطع "وز". **، ويصبح أيون النترات نيتريك.**
2. تكون الكلمة الأولى دائمًا كلمة حمض، **فجزيء HNO_3 (المكون من الهيدروجين وأيون النترات) يصبح حمض النيتريك.**

ويوضح **الجدول 4–4** كيف تتفق أسماء عدة أحماض أكسجينية مع هذه القواعد. ولاحظ أن الهيدروجين لا يذكر في عمود "اسم الحمض".

الجدول 4-4 تسمية الأحماض الأكسجينية

المركب	الأنيون الأكسجيني	المقطع	اسم الحمض
$HClO_3$	كلورات	- يك	حمض الكلوريك
$HClO_2$	كلوريت	- وز	حمض الكلوروز
HNO_3	نترات	- يك	حمض النيتريك
HNO_2	نيتريت	- وز	حمض النيتروز

الجدول 5-4 صيغ بعض المركبات التساهمية وأسماؤها		
الصيغ الجزيئية	الاسم الشائع	اسم المركب الجزيئي
H_2O	ماء	أكسيد ثنائي الهيدروجين
NH_3	أمونيا	ثالث هيدريد النيتروجين
N_2H_4	هيدرازين	رابع هيدريد ثنائي النيتروجين
HCl	حمض الكلور	حمض الهيدروكلوريك

ويلخص **الجدول 5–4** الصيغ الجزيئية وأسماء بعض المركبات التساهمية. لاحظ وجود أسماء شائعة للأحماض الثنائية والأحماض الأكسجينية بالإضافة إلى أسمائها العلمية.

مسائل تدريبية

سمّ كلًّا من الأحماض الآتية مفترضًا أن جميعها تذوب في الماء.

19. HI **20.** $HClO_3$ **21.** $HClO_2$ **22.** H_2SO_4 **23.** H_2S

24. تحفيز ما الصيغة الجزيئية لحمض البيريوديك؟

20. حمض الكلوريك
19. حمض الهيدرويوديك
21. حمض الكلوروز
22. حمض الكبريتيك
23. حمض الهيدروكبريتيك
24. $HBrO_3$

كتابة الصيغ الكيميائية من أسماء المركبات

Writing Chemical Formulas from Names

يُظهرُ اسم المركب الجزيئي تركيبه، ويُعدّ هذا مهمًّا لمعرفة طبيعة المركب الكيميائي؛ فعند إعطائك اسم أي جزيء ثنائي ينبغي أن تعرف كيف تكتب صيغته الجزيئية. فالمقاطع المستخدمة في الاسم تشير إلى عدد الذرات في الجزيء وتحدد الأرقام السفلية المستخدمة في الصيغة الجزيئية.

ويمكن معرفة الصيغة الجزيئية للحمض أيضًا من اسم الحمض نفسه. ومن المفيد أن تتذكر أن كل الأحماض الثنائية تحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر.

مسائل تدريبية

اكتب الصيغ الكيميائية للمركبات الآتية:

25. كلوريد الفضة. $AgCl$ .25

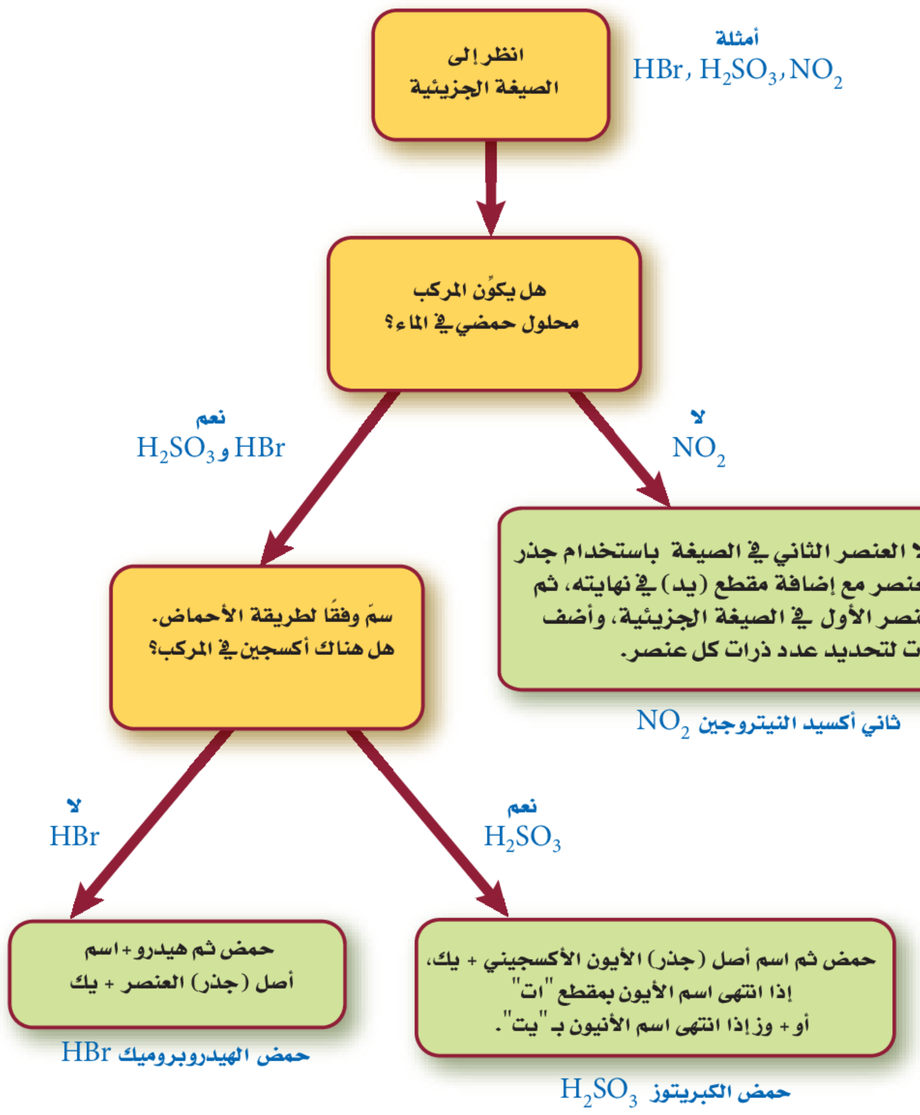
26. أكسيد ثنائي الهيدروجين. H_2O .26

27. ثلاثي فلوريد الكلور. ClF_3 .27

28. ثلاثي أكسيد ثنائي الفوسفور. P_2O_3 .28

29. عشاري فلوريد ثنائي الكبريت. S_2F_{10} .29

30. تحفيز ما الصيغة الكيميائية لحمض الكربونيك؟ H_2CO_3 .30



الشكل 12–4 تستعمل خريطة المفاهيم هذه لتسمية المركبات الجزيئية في حال معرفة صيغها الكيميائية.

طبق أي المركبات في الشكل حمض أكسجيني، وأيها حمض ثنائي؟

1.31. يُسمى العنصر الثاني في الصيغة أولاً ويستخدم معه جذر الاسم مضافًا إليه المقطع (يد).
2. يُسمى العنصر الأول في الصيغة ثانيًا باسمه الكامل.
3. تُستخدم البادئات لتحديد عدد ذرات كل عنصر في الجزيء.
4. لا تستخدم البادئة (أحادي) مع العنصر الأول.

33. الحمض الثنائي هو حمض يحتوي على الهيدروجين وعنصر آخر فقط. أما الحمض الأكسجيني فهو حمض يحتوي على الهيدروجين وأيون أكسجيني (أيون عديد الذرات يحتوي على أكسجين).

ويتعين عليك لتسمية الأحماض الأكسجينية –وهي الأحماض التي تحتوي على أنيون الأكسجين– أن تعرف الأسماء الشائعة للأنيون الأكسجيني أولاً.

يساعد **الشكل 12–4** على تحديد اسم المركب الجزيئي التساهمي، ولاستخدام خريطة المفاهيم ابدأ من القمة وطبق الإرشادات الموجودة في الأشكال الملونة، حتى تحدد اسم المركب المطلوب.

35. حمض الأيوديك: HIO_3، ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت: S_2O_3، أكسيد ثنائي النيتروجين: N_2O، حمض الهيدروفلوريك: HF.

التقويم 4-2

الخلاصة

- تحتوي أسماء الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية على مقاطع للإشارة إلى عدد الذرات الموجودة في الصيغة الجزيئية.
- تكون المركبات التي تنتج H^+ في محاليلها حمضية. وتحتوي الأحماض الثنائية على الهيدروجين وعنصر آخر، أما الأحماض الأكسجينية فتحتوي على الهيدروجين وأنيون أكسجيني.

31. الفكرة الرئيسة لخص القواعد المستخدمة في تسمية المركبات الجزيئية الثنائية العناصر.

32. مركب جزيئي ثنائي هو مركب يتكون من عنصرين لافلزين.

32. عرف المركب الجزيئي الثنائي.

33. صف الفرق بين الحمض الثنائي والحمض الأكسجيني.

34. طبق اشرح كيف تسمي الجزيء N_2O_4، باستخدام قواعد تسمية المركب الجزيئي الثنائي.

35. طبق اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية: حمض الأيوديك، ثلاثي أكسيد ثنائي الكبريت، أكسيد ثنائي النيتروجين، حمض الهيدروفلوريك.

36. اكتب الصيغة الجزيئية للمركبات الآتية:

a. ثلاثي أكسيد ثنائي النيتروجين — a. N_2O_3
b. أكسيد النيتروجين — b. NO
c. حمض الهيدروكلوريك — c. HCl
d. حمض الكلوريك — d. $HClO_3$
e. حمض الكبريتيك — e. $HClO_2$
f. حمض الكبريتوز — f. H_2SO_3

34. يُسمى العنصر الثاني (الأكسجين) أولاً مضافًا إليه المقطع (يد) ليصبح "أكسيد". ثم يُسمى العنصر الأول (النيتروجين) باسمه الكامل. تُستخدم البادئة "رابع" للإشارة إلى ذرات الأكسجين الأربع، والبادئة "ثنائي" للإشارة إلى ذرتي النيتروجين. فيكون الاسم هو رابع أكسيد ثنائي النيتروجين.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4-3

تحضيري

الأهداف

- **تطبق** الخطوات الرئيسة لرسم تركيب لويس.
- **تحدد** الجزيئات التي تحدث فيها ظاهرة الرنين.
- **تحدّد** ثلاث حالات لجزيئات تشذ عن القاعدة الثمانية، وتسمي هذه الجزيئات.

مراجعة المفردات

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

المفردات الجديدة

الصيغة البنائية

الرنين

الرابطة التساهمية التناسقية

تجربة عملية

الروابط التساهمية في الأدوية

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

التراكيب الجزيئية Molecular Structures

الفكرة الرئيسة **تبين الصيغ البنائية المواقع النسبية للذرات في الجزيء وطرائق ارتباطها معًا داخل الجزيء.**

الربط مع الحياة لعلك – عندما كنتَ صغيرًا – قد لعبت بقطع المكعبات التي تُركَّب بطرائق محددة. إن شكل المجسم الذي بنيته يعتمد على طرائق تركيب هذه المكعبات. بطريقة مشابهة يتم بناء الجزيئات من ذراتها.

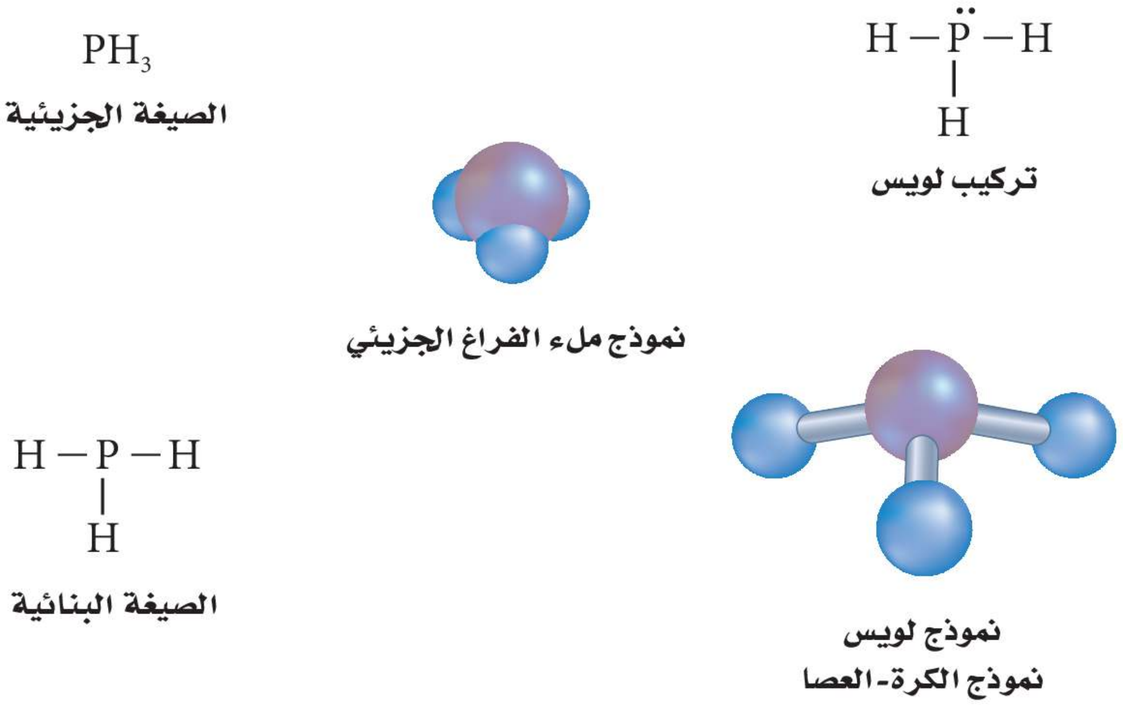
الصيغ البنائية Structural Formulas

تخبرنا الصيغ الجزيئية للمركبات التساهمية عن أنواع ذرات العناصر وأعدادها في الجزيء فقط. ولمعرفة التراكيب الجزيئية للمركبات التساهمية تستعمل النماذج في تمثيل الجزيء. ويبين **الشكل 13–4** وجود أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيء. وقد تم تمثيل ذرات كل عنصر في نموذج الكرة والعصا ونموذج ملء الفراغ الجزيئي بواسطة كرة ذات لون مختلف. وتستعمل الألوان لتعرّف الذرّات إذا لم يكتب عليها الرمز الكيميائي للعنصر.

وأكثر النماذج الجزيئية فائدة نموذج الصيغة البنائية الذي يستعمل الرموز والروابط لبيان مواقع الذرات. ويمكنك توقع **الصيغة البنائية** من خلال رسم تركيب لويس، فقد سبق أن رأيت بعض الأمثلة البسيطة على تراكيب لويس. إلا أننا نحتاج إلى بناء أكثر من تركيب لتحديد أشكال الجزيئات.

الشكل 13–4 يمكن استخدام هذه النماذج جميعها لتوضيح أماكن الذرات والإلكترونات لجزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور (الفوسفين).

قارن بين المعلومات المبينة في كل نموذج.



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

استراتيجية حل المسألة

رسم تراكيب لويس

1. توقع موقع ذرات معينة.

تكون الذرة التي لها أقل جذب للإلكترونات المشتركة هي الذرة المركزية في الجزيء. ويكون هذا العنصر أقرب إلى الجهة اليسرى من الجدول الدوري، وفي الغالب يكون مكان الذرة المركزية في مركز الجزيء، كما أنه يحيط بها أكبر عدد من الذرات في الجزيء. وعليه فإن باقي الذرات في الجزئ هي ذرات جانبية.

يكون الهيدروجين دائمًا ذرة جانبية؛ لأنه يشارك بإلكترون 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 وكل ذرة جانبية.
5. حدد عدد أزواج إلكترونات الترابط المتبقية. ولتحديد ذلك اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الخطوة الرابعة من العدد الكلي للأزواج في الخطوة الثالثة. حيث تبين الأزواج المتبقية عدد الأزواج غير المترابطة والأزواج المستخدمة في الروابط الثنائية والثلاثية، ثم ضع الأزواج غير المترابطة حول كل ذرة جانبية (ما عدا الهيدروجين) مرتبطة مع الذرة المركزية لتحقق القاعدة الثمانية، ثم ضع أي أزواج إضافية على الذرة المركزية.
6. حدد ما إذا كانت الذرة المركزية تحقق القاعدة الثمانية.

هل الذرة المركزية محاطة بأربعة أزواج من الإلكترونات؟ إذا كان الجواب لا فإنها لا تحقق القاعدة الثمانية. ولتحقيق القاعدة الثمانية حوّل زوجًا أو زوجين من الأزواج غير المترابطة في الذرات الجانبية إلى رابطة ثنائية أو ثلاثية بين الذرة الجانبية والذرة المركزية، فتبقى هذه الأزواج مرتبطة مع الذرة الجانبية، وكذلك مع الذرة المركزية. تذكّر أن الكربون والنيتروجين والأكسجين والكبريت عادة ما تكوّن روابط ثنائية وثلاثية.

طبق الاستراتيجية

ادرس الأمثلة 3–4 و4–4 لمعرفة كيف طبقت هذه الخطوات في حل المسائل.

تحضيري

مثال 3–4

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

1 تحليل المسألة

يتكون جزيء الأمونيا من ذرة نيتروجين وثلاث ذرات هيدروجين، ولكون الهيدروجين ذرة جانبية فلابد أن يكون النيتروجين الذرة المركزية.

2 حساب المطلوب

يجب أن نجد العدد الإجمالي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

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

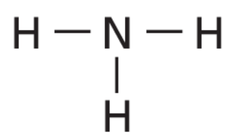
هناك 8 إلكترونات تكافؤ موجودة للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي. وللقيام بذلك اقسم عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط على 2.

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

ضع زوجًا رابطًا من الإلكترونات بين ذرة النيتروجين المركزية وكل ذرة هيدروجين جانبية لتكوين رابطة أحادية.

يتوافر أربعة أزواج من الإلكترونات للترابط.



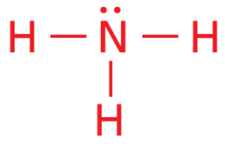
اطرح عدد الأزواج المستخدمة في هذه الروابط من العدد الإجمالي للإلكترونات المتوافرة للترابط.

حدد عدد الأزواج غير المرتبطة المتبقية.

4 أزواج (المجموع الكلي) – 3 أزواج مستخدمة = زوج واحد غير رابط

يكـــون الزوج المتبقي هو زوج غير رابط، ويجب أن يضـــاف إلى الذرة المركزية أو إلى الذرات الجانبية. ولأن ذرات الهيدروجين تقبل رابطة واحدة فقط فإنها لا تستقبل زوجًا غير رابط من الإلكترونات.

ضع الزوج غير المرتبط المتبقي على ذرة النيتروجين المركزية.



3 تقويم الإجابة

تشـــارك كل ذرة هيدروجين بزوج واحد من الإلكترونات. وتشارك ذرة النيتروجين المركزية بثلاثة أزواج من الإلكترونات، ولها زوج واحد غير رابط للحصول على حالة الثمانية المستقرة.

مسائل تدريبية

37. ارسم تركيب لويس لجزيء BH_3.

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

37. ذرة بورون (B) مركزية مرتبطة بثلاث ذرات هيدروجين (H) بروابط تساهمية أحادية. لا توجد أزواج إلكترونات حرة.

38. ذرة نيتروجين (N) مركزية مرتبطة بثلاث ذرات فلور (F) بروابط تساهمية أحادية. تمتلك ذرة النيتروجين زوجًا واحدًا من الإلكترونات غير المرتبطة، وكل ذرة فلور لديها ثلاثة أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة.

مثال 4–4

تركيب لويس لمركب تساهمي يحتوي روابط متعددة ثاني أكسيد الكربون هو ناتج عملية تنفس الخلايا في الجسم. ارسم تركيب لويس لجزيء CO_2.

1 تحليل المسألة

يحتوي جزيء ثاني أكسيد الكربون على ذرة كربون وذرتي أكسجين. ولأن الكربون أقل جذبًا للإلكترونات المشتركة تصبح ذرة الكربون الذرة المركزية، وذرتا الأكسجين ذرات جانبية.

2 حساب المطلوب

لإيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ الموجودة

$$1\ \cancel{\text{atom C}} \times \frac{4\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \cancel{\text{atom C}}} + 2\ \cancel{\text{atom O}} \times \frac{6\ \text{إلكترونات تكافؤ}}{1\ \cancel{\text{atom O}}} = 16\ \text{إلكترون تكافؤ.}$$

لذا، فهناك 16 إلكترون تكافؤ متوافر للترابط.

حدد عدد أزواج الترابط الكلي بقسمة عدد الإلكترونات المتوافرة على 2.

$$\frac{16\ \text{إلكترونًا}}{2\ \text{إلكترون/ زوج}} = 8\ \text{أزواج}$$

هناك 8 أزواج من الإلكترونات متوافرة للترابط.

ضع زوج رابط (رابطة أحادية) بين ذرة الكربون المركزية وذرتي الأكسجين الجانبيتين.

O – C – O

لتحديد عدد أزواج الترابط المتبقية، اطرح عدد الأزواج المستخدمة في الروابط من المجموع الكلي لأزواج الإلكترونات غير الرابطة.

اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوافرة غير الرابطة.

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

أضف ثلاثة أزواج غير مرتبطة إلى كل ذرة أكسجين جانبية.

اطرح الأزواج غير المرتبطة من الأزواج المتوافرة المتبقية.

6 أزواج (المجموع الكلي) – 6 أزواج مستخدمة = 0 أزواج غير رابطة

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

39. ذرتا كربون مرتبطتان برابطة تساهمية ثنائية (C=C)، وكل ذرة كربون مرتبطة بذرتي هيدروجين (H) بروابط تساهمية أحادية.

مسائل تدريبية

39. ارسم تركيب لويس للإثيلين C_2H_4.

40. تحفيز يحتوي جزيء ثاني كبريتيد الكربون على أزواج غير مرتبطة وأزواج مرتبطة متعددة. ارسم تركيب لويس للجزيء.

40. ذرة كربون مركزية (C) مرتبطة برابطتين ثنائيتين مع ذرتي كبريت (S)، بحيث يكون التركيب S=C=S. كل ذرة كبريت لديها زوجان من الإلكترونات غير المرتبطة.

تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات على الرغم من أن الأيون المتعدد الذرات يُعامل كأنه أيون واحد إلا أن الذرات فيه تكون مرتبطة بروابط تساهمية. لذا تكون خطوات رسم تركيب لويس للأيونات المتعددة الذرات مشابهة لخطوات رسم المركبات التساهمية. ويتلخص الفرق الرئيس في إيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط. وبالمقارنة مع عدد إلكترونات التكافؤ الموجودة في الذرات التي تكوّن الأيون، إذا كان الأيون مشحونًا بشحنة سالبة يكون هناك عدد أكبر من الإلكترونات، وإذا كان مشحونًا بشحنة موجبة يكون عدد الإلكترونات أقل.

ولإيجاد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ نجد أولاً العدد المتوافر لدى الذرات الموجودة في الأيون، ثم نطرح شحنة الأيون إن كان موجبًا أو نجمع شحنته إن كان سالبًا.

مثال 5–4

تركيب لويس للأيون المتعدد الذرات ارسم تركيب لويس الصحيح لأيون الفوسفات PO_4^{3-} المتعدد الذرات.

1 تحليل المسألة

نعلم أن أيون الفوسفات يحتوي على ذرة فوسفور وأربع ذرات أكسجين وشحنة ثلاثية سالبة 3-. ولأن للفوسفور أقل قوة جذب للإلكترونات المشتركة تصبح ذرة الفوسفور هي الذرة المركزية، وذرات الأكسجين الأربع هي الذرات الجانبية.

2 حساب المطلوب

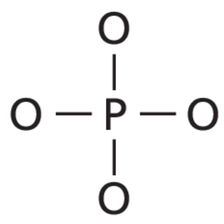
أوجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ المتوافرة للترابط.

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

حدد العدد الكلي لأزواج الترابط.

$$\frac{32\ \text{إلكترون تكافؤ}}{2\ \text{إلكترون / زوج}} = 16\ \text{زوجًا}$$

ارسم رابطة أحادية بين ذرة الفوسفور P المركزية وذرات الأكسجين O الجانبية.



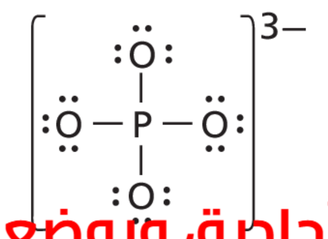
اطرح عدد الأزواج المستخدمة من العدد الكلي لأزواج الإلكترونات المتوفرة.

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

ضع ثلاثة أزواج غير رابطة لكل ذرة أكسجين جانبية

12 زوجًا غير رابطًا – 12 زوجًا مستخدمًا =0

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



41. ذرة نيتروجين مركزية (N) مرتبطة بأربع ذرات هيدروجين (H) بروابط أحادية، ويوضع التركيب كله بين قوسين مع شحنة موجبة (+1) $[NH_4]^+$.

3 تقويم الإجابة

حققت الذرات حالة الثمانية إلكترونات، والشحنة الكلية للمجموعة هي3–.

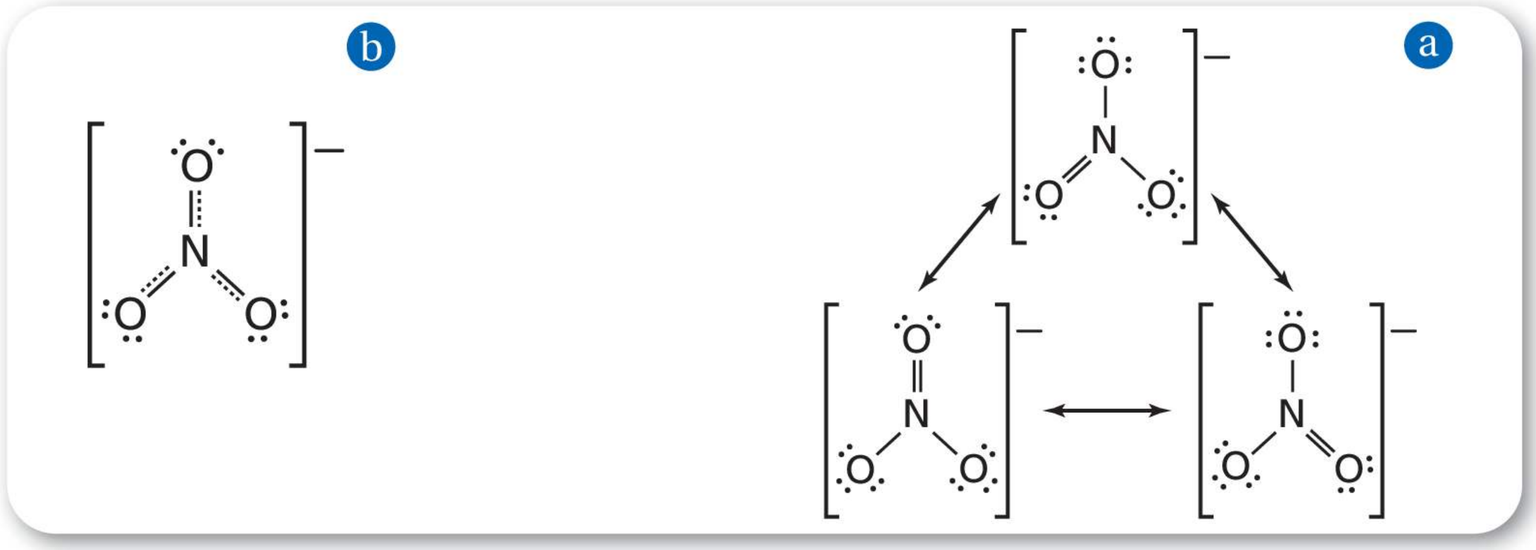
مسائل تدريبية

41. ارسم تركيب لويس لأيون NH_4^+.

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

42. ذرة كلور مركزية (Cl) مرتبطة بأربع ذرات أكسجين (O) بروابط أحادية. كل ذرة أكسجين لديها 3 أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة. ويوضع التركيب كله بين قوسين مع شحنة سالبة (-1) $[ClO_4]^-$.

43. لجزيء NO_2 شكلا رنين، حيث يحتوي على إلكترون مفرد على ذرة النيتروجين المركزية ورابطة مزدوجة مع إحدى ذرتي الأكسجين ورابطة مفردة مع الأخرى. يتغير موقع الرابطة المزدوجة بين ذرتي الأكسجين في شكلي الرنين.



الشكل 14–4 أشكال الرنين لأيون النترات NO_3^-.

a. **تختلف أشكال الرنين هذه في مكان الرابطة الثنائية فقط. 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.

44. لأيون SO_4^{2-} عدة أشكال رنين. في أبسطها، ترتبط ذرة الكبريت المركزية بأربع ذرات أكسجين بروابط أحادية. ولتقليل الشحنة الرسمية، يمكن رسم أشكال رنين تحتوي على روابط مزدوجة، مثل رابطتين مزدوجتين ورابطتين أحاديتين.

أشكال الرنين Resonance Structures

يمكن باستخدام مجموعة الذرات نفسها الحصول على أكثر من تركيب لويس صحيح، وذلك حينما يكون للجزيء أو الأيون المتعدد الذرات روابط أحادية وثنائية في الوقت نفسه. ولأيون النترات المتعدد الذرات المبين في **الشكل 14a–4** ثلاث أشكال متكافئة، يمكن استعمالها لتمثيل هذا الأيون.

الرنين حالة تحدث عندما يكون هناك احتمال لرسم أكثر من تركيب لويس لشكل الجزيء أو الأيون.

ويشار إلى تركيب لويس الصحيح الذي يمثل الجزيء نفسه أو الأيون بأشكال الرنين. وتختلف أشكال الرنين في مكان وجود أزواج الإلكترونات لا في مكان وجود الذرة. لذا تختلف أماكن الأزواج غير الرابطة وأزواج الروابط في الأشكال. ولجزيء O_3 والأيونات المتعددة الذرات NO_3^- ، NO_2^- ، SO_3^{2-} ، CO_3^{2-} أشكال رنين.

ومن المهم معرفة أن كل جزيء أو أيون له رنين خاص به، يظهر كأن له بناءً واحدًا فقط. انظر **الشكل 14b–4**، أظهرت القياسات العملية أن أطوال الروابط لهذا الجزيء المحسوبة في المختبر متماثلة، وتكون الروابط أقصر من الروابط الأحادية، ولكنها أطول من الروابط الثنائية. وقد وجد أنّ الطول الحقيقي للرابطة هو المتوسط الحسابي لأطوال الروابط في أشكال الرنين.

45. لجزيء الأوزون O_3 شكلا رنين. يتكون كل شكل من ذرة أكسجين مركزية مرتبطة بذرة أكسجين برابطة مزدوجة وبالأخرى برابطة أحادية. يتغير موقع الرابطة المزدوجة بين شكلي الرنين.

مسائل تدريبية

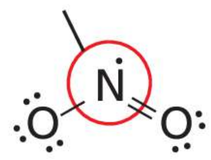
ارسم أشكال الرنين للجزيئات الآتية:

43. NO_2^- 44. SO_2 45. O_3

46. **تحفيز** ارسم أشكال رنين لويس للأيون SO_3^{2-}

الشكل 15–4 لا تحقق ذرة النيتروجين المركزية في جزيء NO_2 القاعدة الثمانية. فهي تحتوي على سبعة إلكترونات فقط في مستوى الطاقة الخارجي.

القاعدة الثمانية غير مكتملة

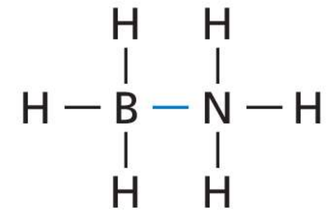


استثناءات القاعدة الثمانية Exceptions to the Octet Rule

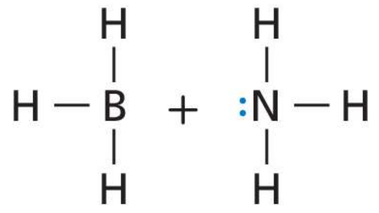
عادة ما تحصل الذرات على ثمانية إلكترونات عندما تتحد بذرات أخرى. ولكن بعض الأيونات والجزيئات لا تتبع القاعدة الثمانية. وهناك بعض الأسباب لهذه الاستثناءات.

العدد الفردي من إلكترونات التكافؤ يمكن أن يكون لمجموعة صغيرة من الجزيئات أعداد فردية لإلكترونات التكافؤ، ولا تستطيع أن تكوّن ثمانية إلكترونات حول كل ذرة. فمثلاً: NO_2 له خمسة إلكترونات تكافؤ من النيتروجين و12 من الأكسجين، أيْ أن المجموع 17 إلكترون تكافؤ، لذا لا يمكنه تكوين عددٍ صحيح من أزواج الإلكترونات. انظر **الشكل 15–4**. وتعد ClO_2، NO أمثلة أخرى على جزيئات ذات إلكترونات تكافؤ فردية العدد.

46. لأيون SO_3^{2-} ثلاثة أشكال رنين متكافئة. في كل شكل، ترتبط ذرة الكبريت المركزية بذرة أكسجين واحدة برابطة مزدوجة وبذرتي أكسجين بروابط أحادية. تمتلك ذرة الكبريت زوجًا واحدًا حرًا.



تشارك ذرة النيتروجين بإلكترونيها لتكوّن رابطة تساهمية تناسقية.

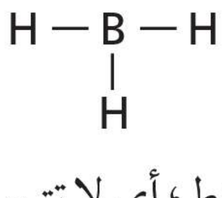


ليس لذرة البورون إلكترونات لتشارك بها، في حين أنّ لذرة النيتروجين إلكترونين للمشاركة.

الشكل 16–4 في تفاعل ثلاثي هيدريد البورون والأمونيا، تقدم ذرة النيتروجين إلكترونين يتم مشاركتهما بين البورون والأمونيا لتكوين رابطة تساهمية تناسقية.

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

حالات الاستقرار بأقل من ثمانية إلكترونات والرابطة التساهمية التناسقية تُعزى الحالات الاستثنائية الأخرى للقاعدة الثمانية إلى وصول بعض المركبات إلى التركيب المستقر بأقل من ثمانية إلكترونات حول الذرة. وهذه المجموعة نادرة الوجود، ومن الأمثلة عليها BH_3. يوجد البورون في المجموعة 13، وهو عنصر شبه فلزي، ويكوّن ثلاث روابط تساهمية مع ذرات لا فلزية أخرى.



تتشارك ذرة البورون بستة إلكترونات فقط؛ أي لا تتبع القاعدة الثمانية. وتكون مثل هذه المركبات في الغالب قابلة للتفاعل، لأنّ لها القابلية لاستقبال زوج من الإلكترونات من ذرة أخرى.

تتكون **الرابطة التساهمية التناسقية** عندما تقدم إحدى الذرات إلكترونين لتشارك بهما ذرةً أخرى أو أيونًا آخر بحاجة إلى إلكترونين ليكوّنا ترتيبًا إلكترونيًّا مستقرًّا بأقل طاقة وضع. انظر **الشكل 16–4**، عادة ما تكوِّن الذرات، أو الأيونات ذات الأزواج غير الرابطة روابط تساهمية تناسقية مع ذرات أو أيونات تحتاج إلى إلكترونين إضافيين.

حالات الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات من المركبات التي لا تتبع القاعدة الثمانية ذرة مركزية تحتوي على أكثر من 8 إلكترونات تكافؤ. ويمكن تفسير ذلك بالأخذ بعين الاعتبار المستوى d الذي يوجد في مستويات طاقة عناصر الدورة الثالثة وما بعدها. ويبين **الشكل 17–4** كيف تصل ذرة الفوسفور في جزيء PCl_5 إلى حالة الاستقرار بأكثر من ثمانية إلكترونات؛ إذ تتكون خمس روابط من عشرة إلكترونات مشتركة في مستوى s واحد، وثلاثة مستويات p ومستوى d واحد.

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

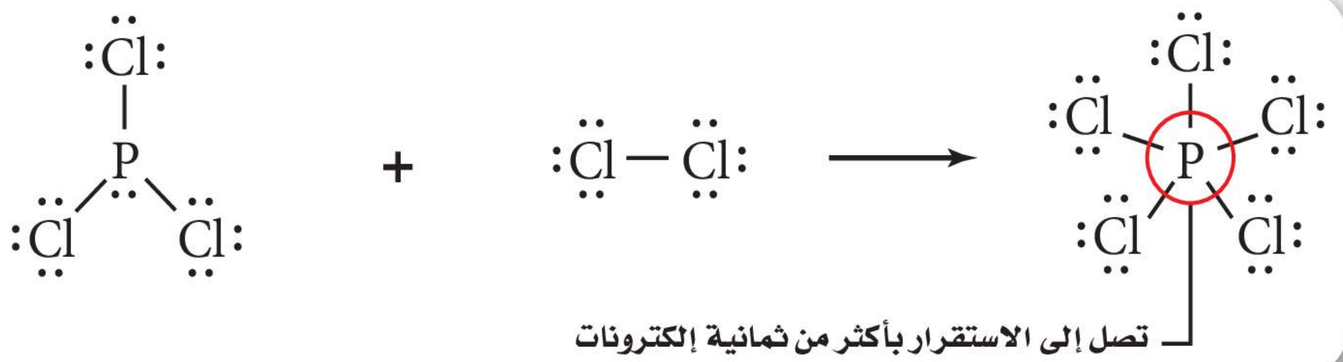
وعندما نرسم بناء لويس لهذه المركبات فإما أن نضيف أزواج إلكترونات غير رابطة للذرة المركزية، أو أن يكون هناك أكثر من أربع ذرات ترتبط في الجزيء.

ماذا قرأت؟ لخص الأسباب الثلاثة التي تجعل جزيئًا ما لا ينتمي إلى الجزيئات التي تحقق القاعدة الثمانية.

تجربة عملية

المركبات التساهمية

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية



الشكل 17–4 قبل تفاعل PCl_3 و Cl_2 تتبع كل ذرة في المادة المتفاعلة القاعدة الثمانية. وبعد التفاعل ينتج PCl_5 الذي لا تتبع ذرة الفوسفور فيه القاعدة الثمانية.

الأسباب الثلاثة هي: 1) وجود عدد فردي من إلكترونات التكافؤ. 2) استقرار بعض الجزيئات بأقل من ثمانية إلكترونات (أوكتيت غير مكتمل). 3) قدرة بعض الذرات (خاصة في الدورة الثالثة وما بعدها) على تكوين أكثر من أربع روابط، مما يؤدي إلى وجود أكثر من ثمانية إلكترونات حولها (أوكتيت موسع).

مثال 6–4

تراكيب لويس: استثناءات القاعدة الثمانية الزينون غاز نبيل، يكوّن مركبات نادرة عند تفاعله مع اللافلزات الشديدة الجذب للإلكترونات. ارسم تركيب لويس الصحيح للجزيء XeF_4 .

1 تحليل المسألة

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

2 حساب المطلوب

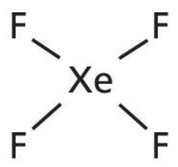
يجب أن نجد العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ.

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

حدد العدد الكلي لأزواج الربط.

$$\frac{36\ \text{إلكترونًا}}{2\ \text{إلكترون / زوج}} = 18\ \text{زوجًا}$$

استخدم أزواج الربط الأربعة لربط أربع ذرات F مع ذرة Xe المركزية.



حدد عدد الأزواج غير الرابطة

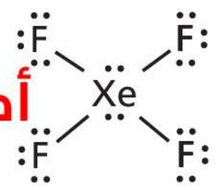
18 زوجًا (المجموع الكلي) – 4 أزواج مستخدمة = 14 زوجًا غير رابط

أضف ثلاثة أزواج إلكترونات إلى كل ذرة F.

وأوجد عدد الأزواج غير الرابطة.

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

ضع الزوجين المتبقيين على ذرة Xe المركزية.



3 تقويم الإجابة

يعطي هذا التركيب ذرة الزينون 12 إلكترونًا. وهذا يعني أنّها تصل إلى الاستقرار بأكثر من 8 إلكترونات. تعد مركبات الزينون– ومنها XeF_4– سامة بسبب قدرتها العالية على التفاعل.

48. لجزيء SO_3 ثلاثة أشكال رنين متكافئة. في كل منها، ترتبط ذرة الكبريت المركزية بذرة أكسجين برابطة مزدوجة وبذرتين بروابط أحادية. التركيب الأكثر استقرارًا يتضمن ثلاث روابط مزدوجة (أوكتيت موسع للكبريت).

مسائل تدريبية

47. ذرة كلور (Cl) مركزية مرتبطة بثلاث ذرات فلور (F) بروابط أحادية. تمتلك ذرة الكلور زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة (أوكتيت موسع). كل ذرة فلور لديها 3 أزواج غير مرتبطة.

ارسم تراكيب لويس للجزيئات الآتية:

47. ClF_3

48. SO_3

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

49. الجزيء هو سداسي فلوريد الكبريت (SF_6). تركيبه هو ذرة كبريت (S) مركزية مرتبطة بست ذرات فلور (F) بروابط أحادية. تمتلك ذرة الكبريت أوكتيت موسع (12 إلكترونًا). كل ذرة فلور لديها 3 أزواج من الإلكترونات غير المرتبطة.

التقويم 4-3

الخلاصة

- هناك أكثر من نموذج يمكن استعماله لتمثيل الجزيئات.
- يحدث الرنين عندما يكون هناك أكثر من شكل لويس للجزيء الواحد.
- لا تتبع بعض الجزيئات القاعدة الثمانية.

50. الفكرة الرئيسة **صف** المعلومات الموجودة في الصيغة البنائية للجزيء.

51. اذكر الخطوات الضرورية لرسم تراكيب لويس.

52. لخص استثناءات القاعدة الثمانية من خلال عمل أزواج من الجزيئات والعبارات الآتية: PI_5 ، و ClO_2 ، و BF_3 ، عدد فردي من إلكترونات التكافؤ، أكثر من ثمانية إلكترونات، أقل من ثمانية إلكترونات.

53. قوّم يزعم أحد الطلاب أن المركبات الثنائية التي تحتوي على روابط سيجما فقط يمكنها إظهار خاصية الرنين. هل هذه العبارة صحيحة؟

54. ارسم أشكال الرنين لجزيء أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O.

55. ارسم تراكيب لويس لكل من CN^- ، SiF_4 ، HCO_3^- ، AsF_6^-

50. توضح الصيغة البنائية أنواع الذرات وأعدادها في الجزيء، وكيفية ترابطها معًا (أي الذرات مرتبطة ببعضها البعض)، ونوع الروابط (أحادية، ثنائية، ثلاثية)، وتوزيع أزواج الإلكترونات غير المرتبطة.

51. 1. تحديد الذرة المركزية. 2. حساب العدد الكلي لإلكترونات التكافؤ. 3. حساب عدد أزواج الترابط بقسمة إجمالي الإلكترونات على 2. 4. رسم روابط أحادية بين الذرة المركزية والذرات الطرفية. 5. توزيع الأزواج المتبقية على الذرات الطرفية ثم المركزية. 6. إذا لم يكتمل الأوكتيت للذرة المركزية، يتم تكوين روابط متعددة.

52. أقل من ثمانية إلكترونات: $BeCl_2$، BF_3. أكثر من ثمانية إلكترونات: PCl_5. عدد فردى من إلكترونات التكافؤ: هذه الفئة هي استثناء ثالث، ومثال عليها جزيء NO_2 (غير موجود في القائمة).

53. لا، العبارة غير صحيحة. الرنين يتطلب وجود إلكترونات غير متمركزة (delocalized)، والتي توجد عادةً في الجزيئات التي تحتوي على روابط باي (π)، أي روابط متعددة (مزدوجة أو ثلاثية)، أو أزواج حرة مجاورة لها.

54. لجزيء N_2O (الترتيب N-N-O) أشكال رنين رئيسة. أحدها N=N=O والآخر N≡N-O. في كل شكل، يجب توزيع الإلكترونات المتبقية كأزواج حرة لتحقيق القاعدة الثمانية لكل ذرة.

55. AsF_5: ذرة As مركزية مرتبطة بـ 5 ذرات F بروابط أحادية. HCO_3^-: ذرة C مركزية مرتبطة بـ 3 ذرات O (واحدة برابطة مزدوجة واثنتان بأحادية)، وإحدى ذرات O الأحادية مرتبطة بـ H؛ للأيون رنين وشحنة -1. SiF_4: ذرة Si مركزية مرتبطة بـ 4 ذرات F بروابط أحادية. CN^-: ذرة C و N مرتبطتان برابطة ثلاثية، مع زوج حر على كل ذرة وشحنة -1.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4–4

الأهداف

- **تلخص** مفهوم نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR.
- **تتوقع** الشكل وزاوية الرابطة في الجزيء.
- **تعرّف** التهجين.

مراجعة المفردات

المستوى: منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة تصف الموقع المحتمل لوجود إلكترون.

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 لعلك يومًا دلكت بالونين بشعرك وأنت تلعب. هل رأيت كيف يتنافر البالونان بسبب شحنتيهما المتشابهتين، ويبتعد أحدهما عن الآخر؟ وكذلك الحال مع الشحنات؛ فإن أشكال الجزيئات تتأثر بقوى التنافر الإلكترونية.

نموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ VSEPR Model

يُحدّد شكل الجزيء الكثير من خواصه الفيزيائية والكيميائية، وتحدد الكثافة الإلكترونية الناتجة عن تداخل مستويات الإلكترونات المشتركة معًا شكل الجزيء. وقد طُوّرت أكثر من نظرية لشرح تداخل مستويات الترابط، ويمكن استخدامها في توقع شكل الجزيء. كما يمكن معرفة شكل الجزيء عندما نرسم تراكيب لويس له. ويُسمى النموذج المستخدم في تحديد شكل الجزيء **نموذج VSEPR** (التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ). ويعتمد هذا النموذج على الترتيب الذي من شأنه أن يقلل التنافر بين أزواج الإلكترونات الرابطة وغير الرابطة حول الذرة المركزية إلى أقصى درجة ممكنة.

زاوية الرابطة لفهم نموذج VSEPR على نحو أفضل تخيل بالونات منتفخة بحجوم متماثلة ومربوطًا بعضها مع بعض كما في **الشكل 18–4**؛ حيث يمثل كل بالون منطقة كثافة إلكترونية، وتمنع قوة تنافر منطقة الكثافة الإلكترونية الإلكترونات الأخرى من دخولها. وعندما تتصل مجموعة من البالونات بنقطة مركزية، وهي تمثل الذرة المركزية فمن الطبيعي أن تأخذ هذه البالونات شكلاً يقلل من التصادم بينهما.

تتنافر أزواج الإلكترونات في الجزيء بطريقة مماثلة، وتعمل قوى التنافر هذه على تثبيت مواقع الذرات في الجزيء بحيث تصنع زوايا ثابتة بعضها مع بعض. وتعرف الزاوية بين ذرتين جانبيتين والذرة المركزية بزاوية الرابطة. وتكون قيم زوايا الروابط التي يمكن توقعها بنموذج التنافر بين أزواج إلكترونات التكافؤ مدعومة بأدلة تجريبية. وتؤثر أزواج الإلكترونات غير الرابطة أيضًا في تحديد شكل الجزيء؛ إذ تحتل هذه الإلكترونات مستويات أكبر قليلًا مقارنة بالإلكترونات المشتركة. لذا تضغط أزواج الإلكترونات غير الرابطة مستويات الربط المشتركة بين الذرات.

الشكل 18–4 تبتعد أزواج الإلكترونات في الجزيء بعضها عن بعض قدر ما أمكن ذلك، كما هو مبين في ترتيب البالونات. إذ يكوّن زوجان شكلًا 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 تغطي براعم التذوق سطح اللسان، ويحتوي كل برعم ما بين 50 إلى 100 من خلايا مستقبلات الذوق. وتحدد خلايا مستقبلات التذوق 5 نكهات، هي الحلو والمر والمالح والحامض ونكهة طعم جلوتومات الصوديوم الأحادية MGS. وتستجيب كل خلية مستقبلة للذوق نكهة واحدة فقط.

تتحدد أشكال جزيئات الطعام اعتمادًا على تركيبها الكيميائي. وحينما يدخل الجزيء نسيج التذوق يجب أن يكون له الشكل الصحيح لتتمكن كل خلية عصبية من تمييزه، وإرسال رسالة إلى الدماغ الذي يحللها بوصفها نكهة معينة. وعندما ترتبط هذه الجزيئات بمستقبلات الطعم الحلو يكون مذاقها حلوًا. وكلما ازداد عدد جزيئات الطعام المرتبطة بمستقبلات الطعم الحلو زادت حلاوة الطعام. فالسكر والمُحلِّيات المصنعة ليست الجزيئات الحلوة الوحيدة؛ فبعض البروتينات الموجودة في الفاكهة جزيئات حلوة الطعم. ولقد تم إدراج بعض أشكال الجزيئات المعروفة في **الجدول 6–4**.

التهجين Hybridization

يحدث التهجين عند دمج شيئين معًا، حيث يكون للشيء الهجين خواص كلا الشيئين معًا. فالسيارات الهجينة مثلاً تستخدم الكهرباء والجازولين مصادر للطاقة. وخلال الترابط الكيميائي يخضع العديد من المستويات الذرية لعملية التهجين. ولفهم ذلك، ادرس رابطة جزيء الميثان CH_4. فلذرة الكربون 4 إلكترونات تكافؤ، وتوزيعها الإلكتروني هو $[He]2s^2 2p^2$. وربما تتوقع أن يرتبط الإلكترونان المنفردان من p بذرات أخرى، وأن تبقى إلكترونات 2s أزواجًا غير مرتبطة. ولكن يحصل لذرات الكربون عملية **التهجين**، حيث تختلط المستويات الفرعية لتكوّن مستوياتٍ مهجّنة جديدة متماثلة.

يبين **الشكل 19–4** المستويات الهجينة في ذرة الكربون، حيث يحتوي كل مستوى مهجن على إلكترون واحد يمكن أن يشترك به مع ذرة أخرى، ويُسمى بالمستوى المهجن sp^3 لأنه يتكون من المستوى s وثلاثة مستويات p. ويعد الكربون أشهر العناصر التي تخضع لعملية التهجين. ويكون عدد المستويات التي تختلط معًا وتكوّن المستوى المهجن مساويًا لمجموع أعداد أزواج الإلكترونات، كما في **الجدول 6–4**. بالإضافة إلى ذلك يكون عدد المستويات المهجنة الناتجة مساويًا عدد المستويات المتداخلة.

فعلى سبيل المثال، لـ $AlCl_3$ ثلاثة أزواج من الإلكترونات، ويتوقع نموذج VSEPR أن يكون شكل الجزيء مثلثًا مستويًا. وينتج هذا الشكل عند تداخل المستوى الفرعي s مع مستويين فرعيين من p في الذرة المركزية Al وتكوين ثلاثة مستويات هجينة متشابهة من نوع sp^2. تحتل الأزواج غير المرتبطة مستوياتٍ مهجنة أيضًا. قارن بين المستويات المهجنة في H_2O و $BeCl_2$ الموجودة في **الجدول 6–4**، حيث يحتوي كل من المركبين على ثلاث ذرات. فلماذا يحتوي جزيء H_2O على مستويات sp^3؟ هناك زوجان غير مرتبطين على ذرة الأكسجين المركزية في H_2O، لذا يجب أن يكون هناك أربعة مستويات مهجنة، اثنان للربط واثنان لأزواج غير مرتبطة.

تذكّر أن الرابطة التساهمية المتعددة تتكون من رابطة سيجما واحدة، ورابطة باي أو أكثر. تحتل إلكترونات رابطة سيجما فقط مستوياتٍ مهجنة مثل sp و sp^2، أما بقية مستويات p غير المهجنة فتكوّن روابط باي (π). وإذا علمت أن الروابط التساهمية الأحادية والثنائية والثلاثية تحتوي على مستوى مهجن واحد. لذا فإن CO_2 يحتوي على رابطتين ثنائيتين ويكون المستوى المهجن من نوع sp.

ماذا قرأت؟ **اذكر** عدد الإلكترونات المتوافرة للترابط في المستوى المهجن sp^3.

المفردات

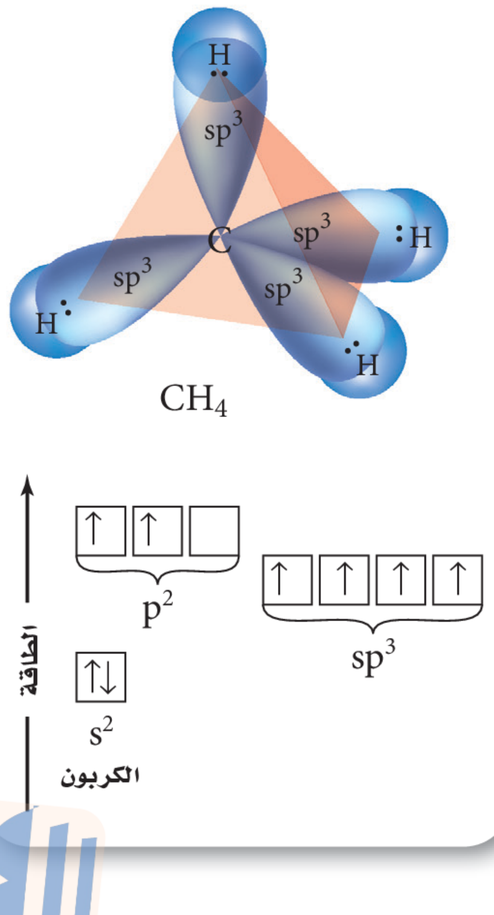
أصل الكلمة

مثلث مستوٍ Trigonal planner

من أصل لاتيني trigonum، وتعني شكلًا له ثلاث زوايا في سطح مستوٍ.

الشكل 19–4 تشغل إلكترونات ذرة الكربون الموجودة في المستويات 2s و 2p مستوياتٍ مهجنة من نوع sp^3. لاحظ أن قيمة طاقة المستويات المهجنة تعادل متوسط طاقة وضع مستويات s و p الأصلية. وتبعًا لنظرية VSEPR فإن الشكل الرباعي الأوجه المنتظم يقلل التنافر بين المستويات المهجنة في جزيء CH_4.

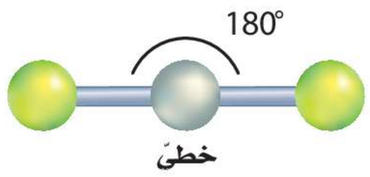
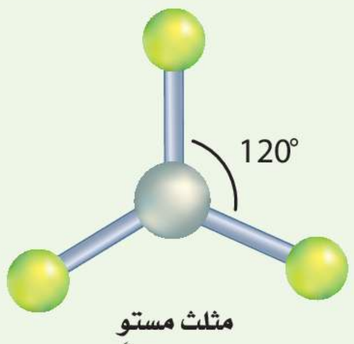
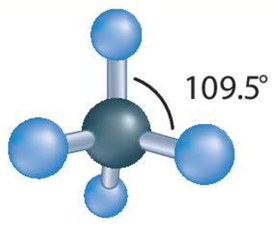
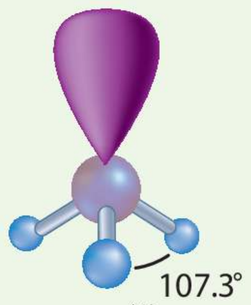
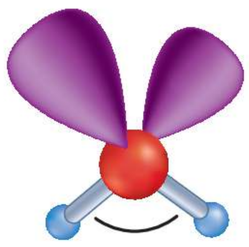
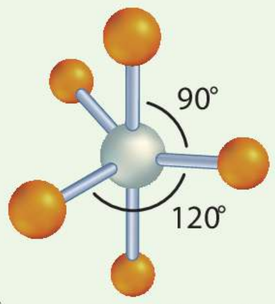
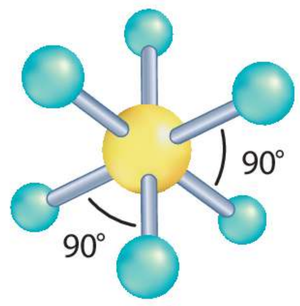
حدد كم وجهًا يحتوي شكل جزئ الميثان الناتج عن مستويات sp^3.



ماذا قرأت؟ يحتوي المستوى المهجن من نوع sp على زوجين من الإلكترونات المترابطة، ولا يحتوي على إلكترونات غير مترابطة (أزواج حرة).

تمثل الكرات الذرات، وتمثل العصي الروابط، وأما الفلقات (الفصوص) فتمثل أزواج الإلكترونات غير الرابطة.

الجدول 6-4 الأشكال الفراغية للجزيئات

الجزيء	العدد الكلي لأزواج الإلكترونات	الأزواج المشتركة	الأزواج غير الرابطة	المستويات 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	 منحن
$NbBr_5$	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 والزوايا بين الروابط 120°.

عندما تحتوي الذرة المركزية في جزيء على أربعة أزواج من إلكترونات الترابط كما في الميثان CH_4 يكون الشكل رباعي الأوجه منتظمًا والزوايا بين الروابط 109.5° .

لجزيء PH_3 ثلاث روابط تساهمية أحادية وزوج غير مرتبط. يأخذ الزوج غير المرتبط حيزًا أكبر من الرابطة التساهمية. وتوجد قوة تنافر أقوى بين هذا الزوج والأزواج الرابطة مقارنة بالأزواج الرابطة بعضها ببعض. لذا يكون الشكل الناتج مثلثي هرمي والزوايا بين الروابط 107.3°.

للماء رابطتان تساهميتان وزوجان غير رابطين، ويصنع التنافر بين الأزواج غير الرابطة زاوية مقدارها 104°.مما يجعل شكل جزئ الماء منحنيًا.

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

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

56.
أ) BF_3: الشكل مثلث مستوٍ، زاوية الرابطة 120°، التهجين sp^2.
ب) OF_2: الشكل منحنٍ، زاوية الرابطة ~104.5°، التهجين sp^3.
ج) CF_4: الشكل رباعي الأوجه منتظم، زاوية الرابطة 109.5°، التهجين sp^3.

60. أيون NH_4^+ له شكل رباعي الأوجه منتظم، وزاوية الرابطة 109.5°، ونوع التهجين sp^3.

61. ينص نموذج VSEPR على أن أزواج إلكترونات التكافؤ (الرابطة وغير الرابطة) حول الذرة المركزية تتنافر وترتب في الفراغ لتقليل هذا التنافر إلى أقصى حد، وهذا الترتيب هو ما يحدد الشكل الهندسي للجزيء.

مثال 7–4

ما شكل الجـزيء؟ ثلاثي هـيدريد الفوسفور غـاز عـــديم اللـون ينتج عن تعفن المواد العضـوية، ومنها السمك. ما شكل جزيء ثلاثي هيدريد الفوسفور؟ حدّد مقدار زاوية الرابطة والمستويات المهجنة فيه.

1 تحليل المسألة

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

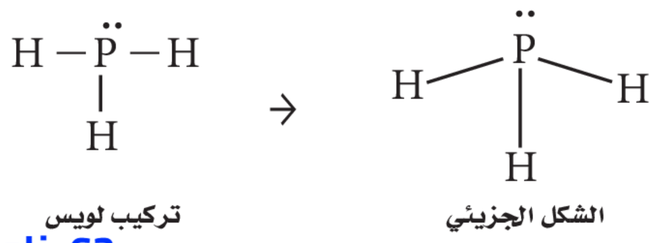
2 حساب المطلوب

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

حدد العدد الكلي للأزواج المرتبطة

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

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



الشكل الجزيئي مثلث هرمي ويكون مقدار زاوية الرابطة 107O، ونوع التهجين sp3 في المستويات المهجنة.

62. زاوية الرابطة هي الزاوية التي تتكون بين نواتي ذرتين طرفيتين والذرة المركزية.

3 تقويم الإجابة

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

63. يمتلك زوج الإلكترونات غير الرابط قوة تنافر أكبر من زوج الإلكترونات الرابط لأنه يشغل حيزًا أكبر حول النواة المركزية، وهذا التنافر الإضافي يضغط على الروابط الأخرى ويقلل من الزوايا بينها.

64. المدار الذي يحتوي على زوج إلكترونات غير رابط يكون أكبر حجمًا من المدار الذي يحتوي على زوج إلكترونات رابط؛ لأن الزوج غير الرابط ينجذب إلى نواة واحدة فقط، بينما ينجذب الزوج الرابط إلى نواتين مما يجعله محصورًا في حيز أصغر بينهما.

مسائل تدريبية

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

56. BF_3 57. OCl_2 58. BeF_2 59. CF_4

60. **تحفيز** ما شكل أيون NH_4^+ وقيمة زاوية الرابطة ونوع التهجين؟

67.
- CS_2: الشكل خطي، زاوية الرابطة 180°، التهجين sp.
- CH_2O: الشكل مثلث مستوٍ، زاوية الرابطة ~120°، التهجين sp^2.
- H_2Se: الشكل منحنٍ، زاوية الرابطة <109.5°، التهجين sp^3.
- CCl_2F_2: الشكل رباعي الأوجه، زاوية الرابطة ~109.5°، التهجين sp^3.
- NCl_3: الشكل هرمي ثلاثي، زاوية الرابطة ~107°، التهجين sp^3.

التقويم 4-4

الخلاصة

- ينص نمـوذج VSEPR على أن أزواج الإلكتـرونـات يتنافـر بعضها مـع بعض، وتحدد شكل الجزيء وزوايا الترابط فيه.
- يفسّر الـتـهـجـين أشكال الجزيئات المعروفة من خلال مستويات التهجين المتكافئة.

61. **الفكرة الرئيسة** لخص فكرة نموذج VSEPR للترابط.

62. **عرّف** زاوية الرابطة.

63. **اشرح** كيـف يؤثر وجود زوج إلكترونات غير رابطة في المسـافات بين مسـتويات الروابط المشتركة؟

64. **قارن** بين حجم المسـتوى الـذي يحتوي زوج إلكترون مشـتركًا وآخر يحتوي زوج إلكترونات غير رابط.

65. **حدّد** نوع المستويات المهجنة وزوايا الروابط في جزيء له شكل رباعي الأوجه منتظم.

66. **قارن** بين شكل الجزيء والمستويات المهجنة لكل من PF_3 و PF_5. واشرح الفرق بين شكليهما.

67. **نظّم** كلًّا مما يأتي في جدول: تركيب لويس، شـكل الجزيء وزاوية ربط المسـتويات المهجنة لكل من: NCl_3، و CCl_2F_2، و H_2Se، و CH_2O، و CS_2.

65. نوع المستويات المهجنة هو sp^3، وزوايا الروابط هي 109.5°.

66. جزيء PF_3 له شكل هرمي ثلاثي والتهجين فيه sp^3 لوجود زوج إلكترونات حر على ذرة الفوسفور. أما جزيء PF_5 فله شكل ثنائي الهرم المثلثي والتهجين فيه sp^3d لعدم وجود أزواج حرة. يرجع الفرق في الشكل إلى اختلاف عدد أزواج الإلكترونات الكلية حول الذرة المركزية.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

4–5 الكهروسالبية والقطبية

Electronegativity and Polarity

الأهداف

- **تصف** كيف تستخدم الكهروسالبية لتحديد نوع الرابطة.
- **تقارن** بين الروابط التساهمية القطبية وغير القطبية، والجزيئات القطبية وغير القطبية.
- **تعمّم** خواص المركبات ذات الروابط التساهمية.

مراجعة المفردات

الكهروسالبية: المقدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.

المفردات الجديدة

الرابطة التساهمية غير القطبية

الرابطة التساهمية القطبية

الفكرة الرئيسة **يعتمد نوع الرابطة الكيميائية على مقدار جذب كل ذرة للإلكترونات في الرابطة.**

الربط مع الحياة تختلف قدرة الناس على سحب الأشياء بحسب قوة أذرعهم، مثل لعبة شد الحبل. وكذلك تختلف قدرة الذرات على جذب الإلكترونات في الروابط الكيميائية.

الميل الإلكتروني، والكهروسالبية، وخواص الروابط

Electron Affinity, Electronegativity, and Bond Characteristics

يعتمد نوع الرابطة الكيميائية التي تتكون في أثناء التفاعل الكيميائي على قدرة جذب الذرات للإلكترونات. والميل الإلكتروني هو مقياس لقابلية الذرة على استقبال الإلكترون. وفيما عدا الغازات النبيلة، يزداد الميل الإلكتروني كلما زاد العدد الذري عبر الدورة، ويقل كلما زاد العدد الذري عبر المجموعة. تساعد قيم الكهروسالبية الموجودة في **الشكل 20–4**، الكيميائيين على حساب الميل الإلكتروني لبعض الذرات في المركبات الكيميائية.

تذكر أن الكهروسالبية تشير إلى القدرة النسبية للذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية. ولاحظ أنه يتم تعيين قيم الكهروسالبية، في حين يتم قياس قيم الميل الإلكتروني علميًّا في المختبر.

الكهروسالبية يوضح الجدول الدوري في **الشكل 20–4** قيم الكهروسالبية للعناصر. لاحظ أن للفلور F أعلى قيمة للكهروسالبية 98. 3 في حين أن للفرانسيوم Fr أقل قيمة 7. 0. ولأن الغازات النبيلة لا تتفاعل في الغالب، ولا تميل إلى تكوين مركبات -إلا في حالات نادرة- 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 الكهروسالبيّة لمجموعة من عناصر الجدول الدوريّ

فلزّ
شبه فلزّ
لافلزّ

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														

الشكل 20–4 تحسب قيم الكهروسالبية بمقارنة قوة جذب الذرة للإلكترونات المشتركة إلى قوة جذب ذرة الفلور لهذه الإلكترونات. لاحظ أن مقادير الكهروسالبية لسلسلتي اللانثانيدات والأكتنيدات غير ظاهرة في الجدول لكنها تتراوح بين 1.12 و1.7.

الجدول 7-4 فرق الكهروسالبية ونوع الرابطة	
فرق الكهروسالبية	نوع الرابطة
>1.7	أيونية غالبًا
0.4 – 1.7	تساهمية قطبية
< 0.4	تساهمية غالبًا
0	تساهمية غير قطبية

نـوع الرابطـة لا يمكن أن تكون الرابطة الكيميائية بين ذرات العناصر المختلفة رابطة أيونية أو تساهمية بالكامل. يعتمد نوع الرابطة على مقدار قوة جذب الذرات لإلكترونات الرابطة.

ويبين **الجدول 7–4** إمكانية توقع نوع الرابطة باستعمال فرق الكهروسالبية بين العناصر المكونة للرابطة. ويكون فرق الكهروسالبية لإلكترونات الرابطة بين ذرتين متماثلتين صفرًا، وهذا يعني أن الإلكترونات موزعة بالتساوي بين الذرتين. وتعد هذه الرابطة **تساهمية غير قطبية** أو تساهمية نقية.

وفي المقابل، ولأن العناصر المختلفة لها قيم كهروسالبية مختلفة لذا لا يتوزع زوج إلكترونات الرابطة التساهمية بين ذرات العناصر المختلفة بالتساوي. وينتج عن عدم التساوي في التوزيع **رابطة تساهمية قطبية**. وعندما يكون هناك فرق كبير في الكهروسالبية بين الذرات المترابطة ينتقل الإلكترون من ذرة إلى أخرى، مما يؤدي إلى تكوُّن رابطة أيونية.

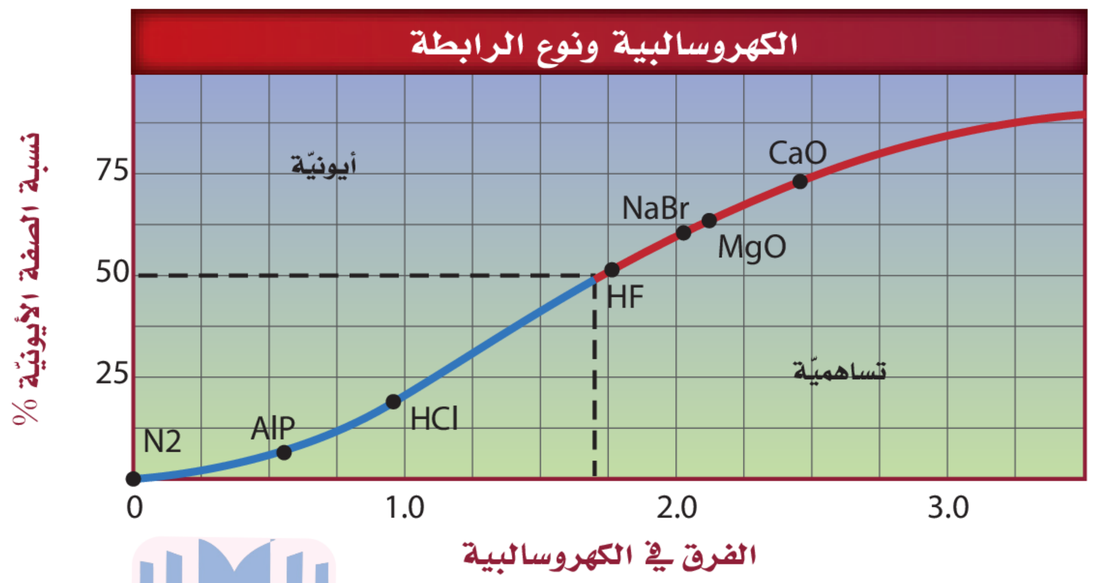
أحيانًا تكون الرابطة غير واضحة ما إذا كانت أيونية أو تساهمية. فإذا كان الفرق في الكهروسالبية 1.7 فإن ذلك يعني أن الرابطة بنسبة 50% أيونية، وبنسبة 50% تساهمية.

وعادةً تتكون الرابطة الأيونية عندما يكون فرق الكهروسالبية أكبر من 1.7. ومع ذلك، لا يتفق هذا الحد الفاصل في بعض الأحيان مع التجارب العملية التي يرتبط فيها لافلزان معًا. ويلخص **الشكل 21–4** مدى الترابط الكيميائي بين ذرتين. ما نسبة الصفة الأيونية في الرابطة التي تنتج عن اتحاد ذرتين فرق الكهروسالبية بينهما 2.00؟ وأين سيكون مكان LiBr على الرسم البياني؟

ماذا قرأت؟ حلّل ما نسبة الصفة الأيونية في رابطة تساهمية نقية؟

نسبة الصفة الأيونية في رابطة تساهمية نقية هي 0%؛ لأن فرق الكهروسالبية يساوي صفرًا.

الشكل 21–4 يوضح الرسم البياني أن فرق الكهروسالبية بين الذرات المترابطة يحدد نسبة الصفة الأيونية في الرابطة. تكون الرابطة أيونية إذا كانت نسبة الصفة الأيونية فيها أكثر من 50٪.



اختبار الرسم البياني

حدد نسبة الصفة الأيونية للرابطة في أكسيد الكالسيوم.

بناءً على الرسم البياني، نسبة الصفة الأيونية لأكسيد الكالسيوم (CaO) تقارب 79%.

الشكل 22–4 قيمة الكهروسالبية للكلور أعلى منها للهيدروجين، وذلك يقضي زوج الإلكترونات الرابط في جزيء HCl وقت أطول في جزيء Cl منه في جزيء H. وتستخدم الرموز لإبراز الشحنة الجزئية عند كل طرف (ذرة) من الجزيء لبيان عدم تساوي المشاركة في زوج الإلكترونات الرابط.

الكهروسالبية	Cl = 3.16
الكهروسالبية	H = 2.20
الفرق	= 0.96

δ^+ δ^-

H — Cl

الروابط التساهمية القطبية Polar Covalent Bonds

تتكون الروابط التساهمية القطبية نتيجة عدم جذب الذرات لإلكترونات الرابطة المشتركة بالقوة نفسها. وتُشبه الرابطة التساهمية القطبية رياضة شد الحبل بين فريقين غير متساويي القوى، فعلى الرغم من إمساك كلٍّ منهما بالحبل إلا أن الفريق الأقوى يسحب الحبل إلى جهته. وعندما تتكون الرابطة القطبية تُسحب أزواج الإلكترونات المشتركة في اتجاه إحدى الذرات، لذا تمضي الإلكترونات وقتًا أطول حول هذه الذرة، وينتج عن ذلك شحنة جزئية عند نهايتي الرابطة.

ويستخدم الحرف الإغريقي δ ليمثل 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 22–4**. تكون الشحنة الجزئية السالبة عند طرف الذرة ذات الكهروسالبية الأكبر. أما الشحنة الجزئية الموجبة فتكون عند طرف الذرة ذات الكهروسالبية الأقل. وتعرف الرابطة القطبية الناتجة بثنائية القطب.

القطبية الجزيئية تكُون الجزيئات ذات الروابط التساهمية قطبية أو غير قطبية، ويعتمد نوع الرابطة على مكان وطبيعة الروابط التساهمية في الجزيء. ومن الخواص المميزة للجزيئات غير القطبية أنها لا تنجذب للمجال الكهربائي، إلا أن الجزيئات القطبية تنجذب للمجال الكهربائي؛ ويعود السبب في ذلك إلى أن الجزيئات القطبية ثنائية الأقطاب، لها 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 قطبي بمقارنة جزيء الماء H_2O وجزيء رباعي كلوريد الكربون CCl_4؛ حيث لكلا الجزيئين روابط تساهمية قطبية. وتبعًا لمعلومات **الشكل 20–4**. فإن الفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الهيدروجين والأكسجين يساوي 1.24، والفرق في الكهروسالبية بين ذرتي الكلور والكربون يساوي 0. 61. وعلى الرغم من وجود اختلاف في فرق الكهروسالبية إلا أن رابطة H – O وروابط C – Cl جميعها روابط تساهمية قطبية.

δ^+ δ^- $\quad$ δ^+ δ^-

H–O $\quad$ C–Cl

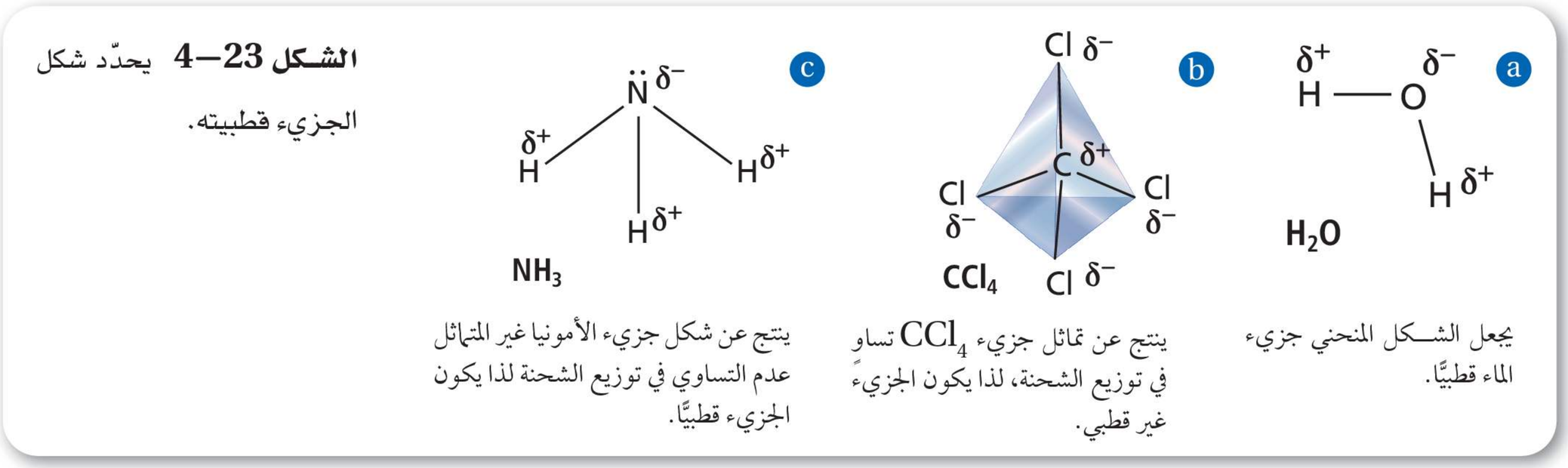
واعتمادًا على الصيغ الجزيئية نجد أن لكلا الجزيئين أكثر من رابطة تساهمية قطبية، ولكن جزيء الماء فقط قطبي.

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

عندما يقترب بالون مشحون من تيار ماء، ينجذب تيار الماء نحو البالون وينحرف عن مساره. يحدث هذا لأن جزيئات الماء القطبية توجه نفسها بحيث يواجه طرفها ذو الشحنة المعاكسة لشحنة البالون.

مهن في الكيمياء

كيميائيو التغذية يجب على كيميائي التغذية معرفة كيف تتفاعل المواد وتتغير تحت الظروف المتنوعة. يعمل معظم كيميائي 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.



يجعل الشـكل المنحني جزيء الماء قطبيًّا.

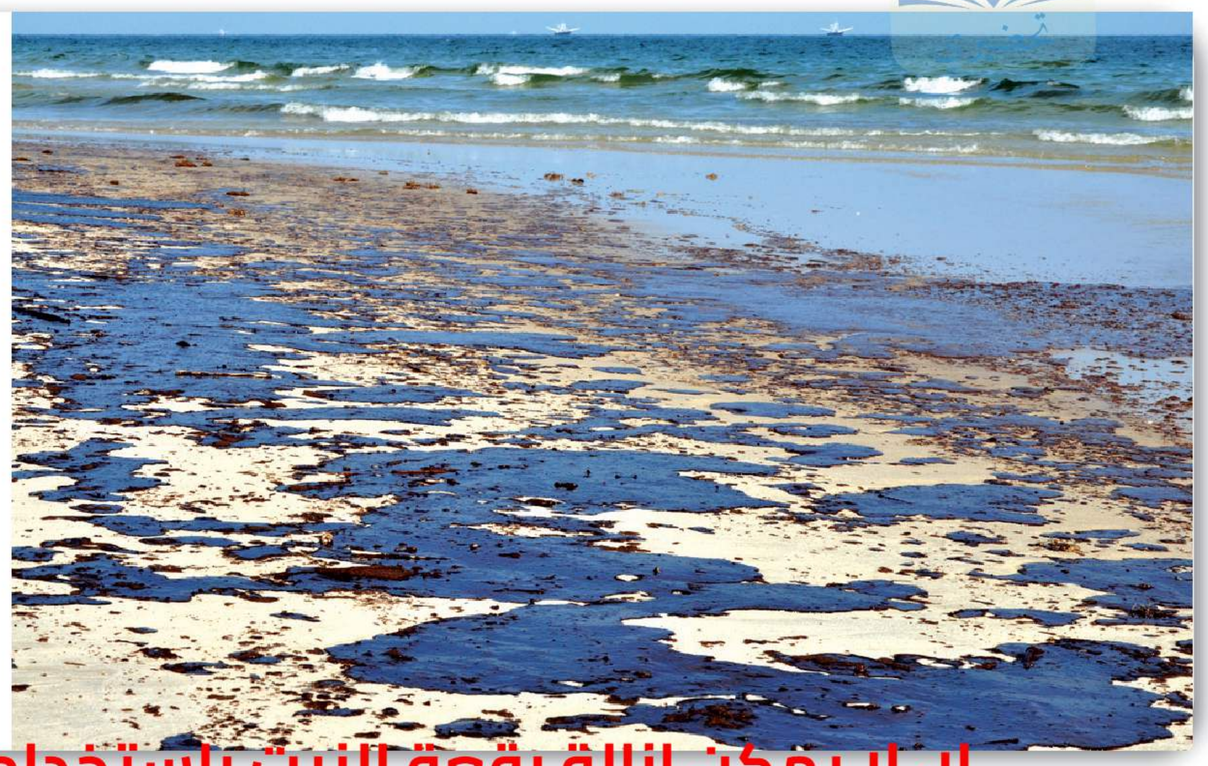
ينتج عن تماثل جزيء CCl_4 تساوٍ في توزيع الشحنة، لذا يكون الجزيء غير قطبي.

ينتج عن شكل جزيء الأمونيا غير المتماثل عدم التساوي في توزيع الشحنة لذا يكون الجزيء قطبيًّا.

الشـكل 23–4 يحدّد شكل الجزيء قطبيته.

يكون شكل جزيء H_2O، كما هو محدد من خلال نموذج VSEPR منحنيًا بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على ذرة الأكسـجين المركزية كما يبين **الشكل 23a–4**. ولجزيء الماء طرفان دائمان، أحدهما موجب، والآخر سـالب؛ لأن روابطه القطبية غير متماثلة، لذا فهو مركب قطبي. أما جزيء CCl_4 فهو رباعي الأوجه، أي متماثل، كما يظهر في **الشكل 23b–4**، لذا يكون مقدار الشـحنة من أي مسافة عن المركز مساويًا لمقدار الشحنة عند المسافة نفسها من الجهة المقابلة. ويكون مركز الشـحنة السـالبة 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 قطبيـة. أما الجزيئات غير المتماثلة فتكون قطبية إذا كانت الروابط قطبية. هل جزيء الأمونيا في **الشكل 23c–4** قطبي؟ لهذا الجزيء ذرة نيتروجين مركزية وثلاث ذرات هيدروجين جانبية، وله شكل مثلثي هرمي بسبب أزواج الإلكترونات غير المرتبطة التي توجد على ذرة النيتروجين. وباستخدام **الشـكل 20–4** نجد أن الفرق في الكهروسالبية بين الهيدروجين والنيتروجين يساوي 84. 0، مما يجعل روابط N – H تساهمية قطبية. إن توزيع الشحنة غير متساوٍ؛ لأن الجزيء غير متماثل، لذا يكون الجزيء قطبيًّا.

قابليـة ذوبـان الجزيئات القطبية تبين هذه الخاصية الفيزيائية قدرة مادة ما على الذوبان في مادة أخرى. ويحدد نوع الرابطة وشكل الجزيء مدى قابليته للذوبان. وعادة ما تكون الجزيئات القطبية والمركبات الأيونية قابلة للذوبان في المواد القطبية، أما الجزيئات غير القطبية فتذوب فقط في مواد غير قطبية، كما في **الشكل 24–4**.



الشـكل 24–4 الجزيئـات التسـاهمية المتماثلـة –ومنها الـزيت ومعظـم المنتجـات النفطية– مركبات غير قطبية. وتكون الجزيئات غـير المتماثلـة– ومنها الماء– قطبيـة. ولا تختلط المواد القطبية بغير القطبية.

اسـتنتج هل يمكننـا إزالـة بقعـة الزيـت عـن الأقمشة باستخدام الماء فقط؟

لا، لا يمكن إزالة بقعة الزيت باستخدام الماء فقط. لأن الزيت مادة غير قطبية والماء مادة قطبية، والمواد تذيب شبيهاتها في القطبية لذا لن يذوب الزيت في الماء.

خواص المركبات التساهمية
Properties of Covalent Compounds

ملح الطعام مادة أيونية صلبة، والسكر مادة تساهمية صلبة، لهما المظهر نفسه، ولكنهما يختلفان في خواصهما عند التسخين. فالملح لا ينصهر، أما السكر فينصهر عند درجات حرارة منخفضة. هل يؤثر نوع روابط المركب في خواصه؟

القوى بين 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 نسبيًّا . وتعرف قوى التجاذب الضعيفة هذه بالقوى بين الجزيئات أو قوى فاندرفال Van der Waals forces. وتختلف هذه القوى في قوتها، ولكنها أضعف من قوى الربط التي تربط بين الذرات في الجزيء أو بين الأيونات في المركب الأيوني.

هناك عدة أنواع من القوى بين الجزيئات، ومنها القوى الضعيفة بين الجزيئات غير القطبية التي تُسمى قوى التشتت، وكذلك القوى بين الأطراف المشحونة بشحنات مختلفة في الجزيئات القطبية والتي تسمى قوى ثنائية القطب. وكلما زادت قطبية الجزيء زادت هذه القوى. أما القوة الثالثة فهي الرابطة الهيدروجينية، وهي أقواها. وتتكون بين ذرة هيدروجين تقع في نهاية أحد الأقطاب وذرة نيتروجين أو أكسجين أو فلور في جزيء آخر.

1. يستخدم الطور المتحرك (المذيب) لحمل مكونات المخلوط عبر الطور الثابت. المكونات الأكثر ذوبانية في الطور المتحرك تتحرك أسرع وأبعد، مما يؤدي إلى فصلها عن المكونات الأقل ذوبانية.

مختبر حل المشكلات

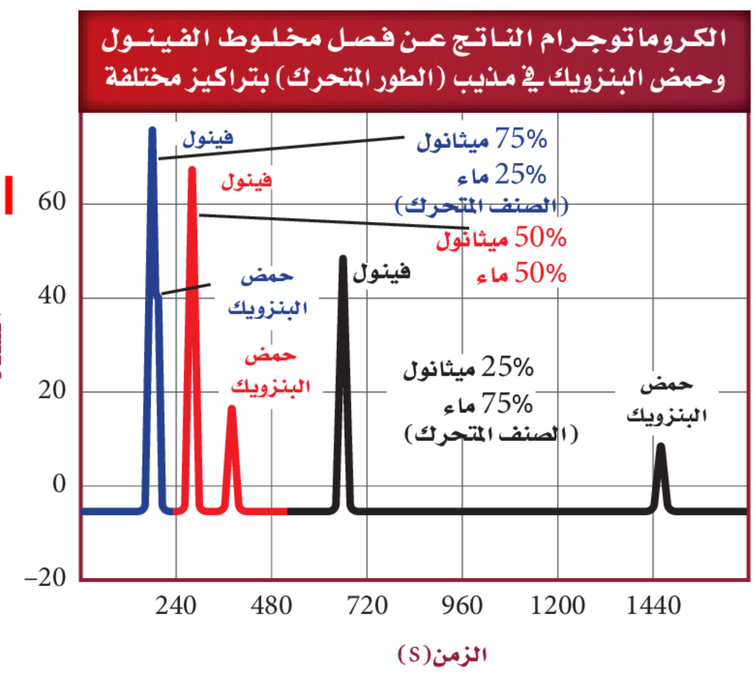
تفسير النتائج

كيف تؤثر قطبية الطور المتحرك في نتائج تحليل بيانات الكروماتوجرام؟

كروماتوجرافيا السائل العالية الكفاءة HPLC تقنية تستخدم لفصل ونقل مكونات مخلوط ما؛ حيث يذاب المخلوط في مذيب ما (الطور المتحرك)، ويمرر عبر أنبوب مبطن بمادة صلبة (الطور الثابت) التي ينجذب إليها بعض مكونات المخلوط أكثر من المكونات الأخرى، وبذلك تمر المكونات الأخرى التي لم تنجذب في الأنبوب وتظل ذائبة في الطور المتحرك، لتخرج أولًا. ويقيس مجسٌّ ذلك، بحيث تخرج النتائج على شكل مخطط (كروماتوجرام)، فتشير ارتفاعات قمم المخطط إلى كميات مكونات المخلوط المراد تحليله وفصله.

يستخدم العلماء مخلوط الميثانول مع الماء بوصفه مذيب فصل لمخلوط الفينول – حمض البنزويك.

البيانات والملاحظات



2. يستخدم الطور المتحرك (المذيب) لحمل مكونات المخلوط عبر الطور الثابت. المكونات الأكثر ذوبانية في الطور المتحرك تتحرك أسرع وأبعد، مما يؤدي إلى فصلها عن المكونات الأقل ذوبانية.

2. **استنتج** اعتمادًا على الرسم البياني، ما المادة التي كميتها كبيرة: الفينول أم حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

3. **استنتج** أي المواد في المخلوط لها جزيئات ذات قطبية أعلى؟

4. **حدد** تركيب مذيب الطور المتحرك الأكثر كفاءة لفصل الفينول عن حمض البنزويك؟ فسّر إجابتك.

التفكير الناقد

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

2. المادة التي كميتها أكبر هي حمض البنزويك. في الكروماتوجرام، تتناسب مساحة الذروة مع كمية المادة، وذروة حمض البنزويك لها مساحة أكبر بكثير من ذروة الفينول.

3. الفينول له جزيئات ذات قطبية أقل. في نظام الكروماتوجرافيا هذا ذي الطور الثابت القطبي والطور المتحرك غير القطبي، تتحرك المادة الأقل قطبية بشكل أسرع، ويظهر الفينول عند زمن احتجاز أقصر.

4. تركيب المذيب المكون من 75% هبتان و 25% ميثانول هو الأكثر كفاءة كما يظهر في الرسم. هذا المزيج يوفر توازنًا مناسبًا في القطبية يسمح بفصل واضح وفعال بين ذروتي الفينول وحمض البنزويك.

68. فرق الكهروسالبية لـ CIF = 3.98 - 3.16 = 0.82. نوع الرابطة تساهمية قطبية. يؤدي الفرق في الكهروسالبية إلى سحب إلكترونات الرابطة بقوة أكبر نحو الذرة الأعلى كهروسالبية (الفلور)، مما يخلق شحنة جزئية سالبة عليها (δ-) وشحنة جزئية موجبة على الذرة الأخرى (الكلور δ+)، وهذا ما يمنح الرابطة خاصيتها القطبية.

69. الرابطة التساهمية القطبية هي رابطة تتكون نتيجة المشاركة غير المتساوية للإلكترونات بين ذرتين، بسبب وجود فرق في الكهروسالبية بينهما.

القوى والخواص تُعزى خواص المركبات الجزيئية التساهمية إلى القوى التي تربط الجزيئات معًا. ولأن هذه القوى ضعيفة لذا تكون درجات انصهار هذه المواد وغليانها منخفضة مقارنة بالمواد الأيونية. وهذا يفسر سبب انصهار السكر بالتسخين المعتدل في حين لا ينصهر الملح. كما تفسر القوى بين 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 لينًا في حالة الصلابة. والبرافين المستعمل في الشمع ومنتجات أخرى مثال شائع على المواد الصلبة التساهمية اللينة. وتترتب المركبات الجزيئية في الحالة الصلبة، لتكون شبكة بلورية سبيهة 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.

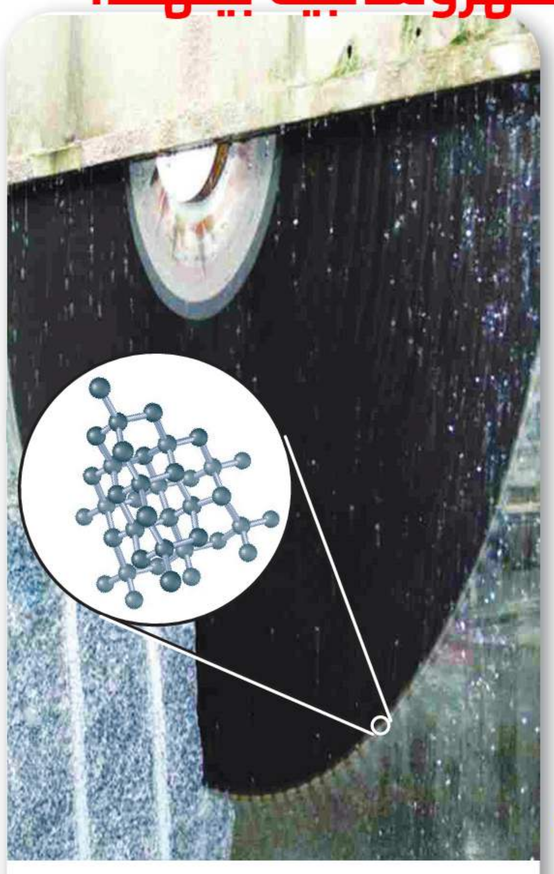
70. الجزيء القطبي هو جزيء يحتوي على روابط قطبية وموزعة بشكل غير متماثل، مما يؤدي إلى وجود قطبين (طرف موجب جزئيًا وطرف سالب جزئيًا) في الجزيء بأكمله.

71. المركبات القطبية لها قوى بين جزيئية أقوى (قوى ثنائية القطب) من المركبات غير القطبية المماثلة لها في الكتلة، مما يؤدي إلى درجات انصهار وغليان أعلى، وقابلية للذوبان في المذيبات القطبية مثل الماء. تنشأ هذه الخواص من الفرق في الكهروسالبية الذي يسبب وجود روابط قطبية

المواد الصلبة التساهمية الشبكية Covalent Network Solids

هناك بعض المواد الصلبة تسمى بالمواد الصلبة التساهمية الشبكية؛ حيث ترتبط ذراتها بشبكة من الروابط التساهمية، ومن الأمثلة على هذه المواد الألماس والكوارتز.

تكون المواد الصلبة التساهمية الشبكية هشة وغير موصلة للحرارة والكهرباء وشديدة الصلابة، مقارنة بالمواد الصلبة الجزيئية. ويشرح تحليل بناء الألماس بعض هذه الخواص. ففي الألماس، ترتبط كل ذرة كربون بأربع ذرات كربون أخرى. وهذا الترتيب الرباعي الأوجه المنتظم في الشكل **25–4** يشكل نظامًا بلوريًّا شديد الترابط له درجة انصهار عالية جدًّا.



الشكل 25–4 عادة ما تستخدم المواد الصلبة التساهمية الشبكية أدوات للقطع بسبب صلابتها الشديدة. وتبين الصورة شفرة منشار مغلفة بالألماس لقطع الحجر.

72. المواد الصلبة التساهمية الشبكية شديدة الصلابة، هشة، ذات درجات انصهار وغليان مرتفعة جدًا، وعادة ما تكون غير موصلة للحرارة والكهرباء.

75. جزيء قطبي: SCl_2 (لأن شكله منحني وغير متماثل). جزيئات غير قطبية: CF_4 (لأن شكله رباعي الأوجه منتظم ومتماثل)، و CS_2 (لأن شكله خطي ومتماثل).

التقويم 4-5

الخلاصة

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

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

69. صف الرابطة التساهمية القطبية.

70. صف الجزيء القطبي.

71. عدد ثلاثًا من خواص المركبات التساهمية في الحالة الصلبة.

72. صنّف أنواع الروابط مستخدمًا الفرق في الكهروسالبية.

73. عمّم الخواص العامة الرئيسة للمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

74. توقع نوع الرابطة التي ستتكون بين أزواج الذرات الآتية:

a. H و S **b.** H و C **c.** S و Na

75. تعرف أي مما يأتي يُعد جزيئًا قطبيًّا؟ وأيها يُعد غير قطبيٍّ: CF_4 ، و CS_2 ، و SCl_2

76. حدد ما إذا كان المركب المكون من الهيدروجين والكبريت قطبيًّا أو غير قطبيٍّ

77. ارسم تركيب لويس لكل من SF_4 و SF_6. وحلّل كل شكل، وحدّد ما إذا كان الجزيء قطبيًّا أو غير قطبيٍّ.

73. S و H: تساهمية غير قطبية (فرق 0.38)؛ S و Cs: أيونية (فرق 1.79)؛ Na و Cl: أيونية (فرق 2.23).

74. H_2O: رابطة تساهمية قطبية. H_2S: رابطة تساهمية غير قطبية. Br_2: رابطة تساهمية غير قطبية (نقية).

76. جزيء H_2S قطبي. على الرغم من أن روابط H-S ذات قطبية ضعيفة، إلا أن الشكل المنحني للجزيء (بسبب وجود زوجين من الإلكترونات غير المرتبطة على الكبريت) يجعله غير متماثل، مما ينتج عنه جزيء قطبي.

77. SF_4: له شكل لويس F-S-F مع زوجين حرين على S، وشكله الهندسي منحني، وهو جزيء قطبي. SF_6: له شكل لويس S مرتبطة بـ 6 ذرات F، وشكله الهندسي ثماني الأوجه منتظم، وهو جزيء غير قطبي.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–1

الأهداف

- **تفسر** المقصود بالتركيب النسبي المئوي للمركب.
- **تحدد** الصيغتين الأولية والجزيئية للمركب من خلال التركيب النسبي المئوي والكتل الحقيقية للمركب.

مراجعة المفردات

النسبة المئوية بالكتلة: نسبة كتلة كل عنصر إلى الكتلة الكلية للمركب.

المفردات الجديدة

التركيب النسبي المئوي

الصيغة الأولية

الصيغة الجزيئية

الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية
Empirical and Molecular Formulas

الفكرة الرئيسة **الصيغة الجزيئية لمركب ما هي مضاعف عددي صحيح لصيغته الأولية.**

الربط مع الحياة لعلك لاحظت أن بعض عبوات المشروبات أو وجبات الطعام تحدد كمية السعرات الحرارية في جزء منها (قطعة، ملعقة، ml ، g،...) فكيف يمكنك تحديد القيمة الكلية للسعرات الحرارية في العبوة أو الوجبة؟

التركيب النسبي المئوي Percent Composition

غالبًا ما ينشغل الكيميائيون في تطوير المركبات للاستعمالات الصناعية والدوائية والمنزلية، كما في **الشكل 1–5**، فبعد أن يقوم الكيميائي الصناعي (الذي يحضر مركبات جديدة) بتحضير مركب جديد يقوم الكيميائي التحليلي بتحليل المركب ليقدم دليلاً عمليًّا على تركيبه وصيغته الكيميائية.

إن مهمة الكيميائي التحليلي هي تحديد العناصر التي يحويها المركب، وتحديد نسبها المئوية بالكتلة. فالتحاليل الوزنية والحجمية إجراءات عملية مبنية على قياس كتل المواد الصلبة وأحجام السوائل.

التركيب النسبي المئوي من البيانات العملية فعلى سبيل المثال، إذا أخذت عينة كتلتها 100 g من مركب يحتوي على 55 g من عنصر X و 45 g من عنصر Y، فالنسبة المئوية بالكتلة لأي عنصر في المركب يمكن حسابها بقسمة كتلة العنصر على كتلة المركب والضرب في 100.

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة (للعنصر)} = \frac{\text{كتلة العنصر}}{\text{كتلة المركب}} \times 100$$

الشكل 1–5 يقوم الكيميائي الصناعي بتحضير كميات صغيرة من مركبات كيميائية جديدة كما في الصورة اليمنى، ثم يقوم الكيميائي التحليلي كما في الصورة اليسرى بتحليل المركب ليؤكد صحة تركيبه النسبي المئوي وصيغته الكيميائية.

1. كتلة الأجزاء الذائبة = كتلة المملحة قبل وضعها في الماء – كتلتها بعد وضعها في الماء وتجفيفها.

ولأن النسبة المئوية تعني الأجزاء من مئة فإن مجموع النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب يجب أن يكون 100.

$$\text{55\% من x} = 100 \times \frac{\text{55 g من العنصر x}}{\text{100 g من المركب}}$$

$$\text{45\% من y} = 100 \times \frac{\text{45 g من العنصر y}}{\text{100 g من المركب}}$$

ولهذا فإن المركب يتكون من 55% من X و 45% من Y. وتُسمى النسب المئوية بالكتلة لكل العناصر في المركب **التركيب النسبي المئوي** للمركب.

التركيب النسبي المئوي من خلال الصيغة الكيميائية يمكن تحديد التركيب النسبي المئوي 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

$$\text{النسبة المئوية بالكتلة} = \frac{\text{كتلة العنصر في مول واحد من المركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

2. كتلة الأجزاء الذائبة = كتلة المملحة المقطعة قبل وضعها في الماء – كتلتها بعد وضعها في الماء وتجفيفها.

3. النسبة المئوية بالكتلة = (كتلة الأجزاء الذائبة / الكتلة الكلية للقطعة) × 100

تجربة

تحليل العلْك

هل المُحلّيات والنكهات تضاف إلى الطبقة الخارجية للعلك أم تكون مخلوطة به؟

خطوات العمل

1. املأ بطاقة السلامة في دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية.
2. أزل الغلاف عن **قطعتي علك**، ثم قس كتلة كل منهما بالميزان وسجلها.
3. أضف 150 mL من ماء **الصنبور** البارد إلى كأس سعتها 250 mL. وضع إحدى قطعتي العلك في الكأس، و**حركها بساق** تحريك مدة دقيقتين.
4. أخرج العلكة وجففها باستعمال **مناشف ورقية**، ثم قس كتلتها وسجلها.

تحذير: كن حذرًا عند استعمال المقص.

5. استعمل **مقصًّا** لتقطيع العلكة الثانية قطعًا صغيرة، وكرر الخطوة الثالثة مستعملاً ماءً جديدًا، ولا تدع القطع تتجمع معًا.
6. استعمل مصفاة لتصفية الماء من قطع العلك. وجففها بمناشف ورقية، ثم قس كتلتها وسجلها.

التحليل

1. **احسب** كتلة المُحلّيات والنكهات– التي ذابت في الماء– للعلكة التي لم تقطع، والتي تساوي الفرق بين كتلة العلكة قبل وبعد وضعها في الماء.
2. **احسب** كتلة المُحلّيات والنكهات المذابة للعلكة التي قطعت قطعًا صغيرة.
3. **طبّق** احسب النسبة المئوية بالكتلة للمحليات والنكهات في كل قطعة.
4. **استنتج** ماذا يمكن أن تستنتج من النسبتين المئويتين؟ هل العلك مغطّى بالسكر أم أن المُحلّيات والنكهات مخلوطة بالعلك؟

4. يجب أن تكون النسبتان المئويتان متساويتين تقريبًا، مما يدل على أن السكر يغطي المملحة بطبقة منتظمة وليس مخلوطًا بها.

1. الكتلة المولية لـ H_3PO_4 = 97.994 جم/مول. النسبة المئوية للهيدروجين = 3.08% H، النسبة المئوية للفوسفور = 31.61% P، النسبة المئوية للأكسجين = 65.31% O.

2. النسبة المئوية للكبريت في H_2SO_3 هي 39.06%، وفي H_2SO_4 هي 32.69%. لذا، النسبة المئوية للكبريت أعلى في H_2SO_3.

مثال 1–5

حساب التركيب النسبي المئوي حدد التركيب النسبي المئوي لثاني أكسيد الكربون CO_2.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت الصيغة الكيميائية للمركب فقط. لهذا افترض أن لديك مولاً واحدًا من CO_2. احسب الكتلة المولية للمركب وكتلة كل عنصر في المول الواحد لتحديد النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في المركب.

المعطيات

الصيغة $= CO_2$

المطلوب

نسبة C = ؟

نسبة O = ؟

2 حساب المطلوب

احسب الكتلة المولية للمركب ونسبة كل عنصر فيه.

$$1\,\text{mol C} \times \frac{12.01\,\text{g C}}{1\,\text{mol C}} = 12.01\,\text{g C}$$

اضرب الكتلة المولية للكربون في عدد ذراته في المركب.

$$2\,\text{mol O} \times \frac{16.00\,\text{g O}}{1\,\text{mol O}} = 32.00\,\text{g O}$$

اضرب الكتلة المولية للأكسجين في عدد ذراته في المركب.

$$= 12.61\,\text{g} + 32.00\,\text{g} = 44.01\,\text{g/mol}\,CO_2$$

اجمع كتل العناصر في المركب.

احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر

$$C\% = \frac{12.01\,\text{g}}{44.1\,\text{g}} \times 100\% = 27.29\%$$

عوض كتلة الكربون في 1 mol من المركب = 12.01g/mol والكتلة المولية لـ CO_2 = 44.01g/mol، واحسب نسبة الكربون.

$$O\% = \frac{32.00\,\text{g}}{44.1\,\text{g}} \times 100\% = 72.71\%$$

عوض كتلة الأكسجين في 1 mol من المركب = 32.00 g/mol والكتلة المولية لـ CO_2 = 44.01g/mol، واحسب نسبة الأكسجين.

يتكون CO_2 من 27.29% C و72.71% O.

3. الكتلة المولية لـ $CaCl_2$ = 110.98 جم/مول. النسبة المئوية للكالسيوم = 36.11% Ca، النسبة المئوية للكلور = 63.89% Cl.

3 تقويم الإجابة

لأن جميع الكتل والكتل المولية فيها أربعة أرقام معنوية، لذا فإن النسب المئوية معطاة بصورة صحيحة . ولو أخذنا بعين الاعتبار حدوث خطأ في تدوير المنازل فإن مجموع النسب المئوية بالكتلة يساوي 100% كما هو مطلوب.

مسائل تدريبية

1. ما التركيب النسبي المئوي لحمض الفوسفوريك H_3PO_4؟
2. أي المركبين الآتيين تكون فيه النسبة المئوية بالكتلة للكبريت أعلى: H_2SO_3 أم H_2SO_4؟
3. يستعمل كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ لمنع التجمد. احسب النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في $CaCl_2$.
4. **تحفيز** 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.

4. a. العناصر هي الصوديوم (Na)، والكبريت (S)، والأكسجين (O). الصيغة الكيميائية هي Na_2SO_4.
b. الكتلة المولية لـ Na_2SO_4 = 142.04 جم/مول. النسبة المئوية للصوديوم = 32.37% Na، النسبة المئوية للكبريت = 22.58% S، النسبة المئوية للأكسجين = 45.05% O.

الصيغة الأولية Empirical Formula

عندما يُعرف التركيب النسبي المئوي لمركب ما، فإنه يمكن حساب صيغته، وذلك بتحديد أصغر نسبة من الأعداد الصحيحة لمولات العناصر فيه. وتمثل هذه النسبة أعداد ذرات العناصر 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 ستكون دائمًا مضاعفًا بسيطًا للصيغة الأولية. فالصيغة الأولية مثلاً لفوق أكسيد الهيدروجين HO، وصيغته الجزيئية هي H_2O_2. لاحظ أن نسبة الأكسجين إلى الهيدروجين هي 1:1 في الصيغتين. ويمكن استعمال التركيب النسبي المئوي أو كتل العناصر في كتلة محددة من المركب لحساب الصيغة الأولية. فمثلاً إذا أعطيت التركيب النسبي المئوي للمركب، ومع افتراض أن كتلة المركب الكلية 100.00 g، وأن النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر تساوي كتلة العنصر بالجرامات، كما في الشكل 2–5، حيث كل 100 g من المركب تتكون من 40.05% من S و59.95% من O، أي تحتوي على 40.05 g من S و 59.95 g من O. ثم تحول كتلة كل عنصر إلى مولات.

$$40.05 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32.07 \text{ g S}} = 1.249 \text{ mol S}$$

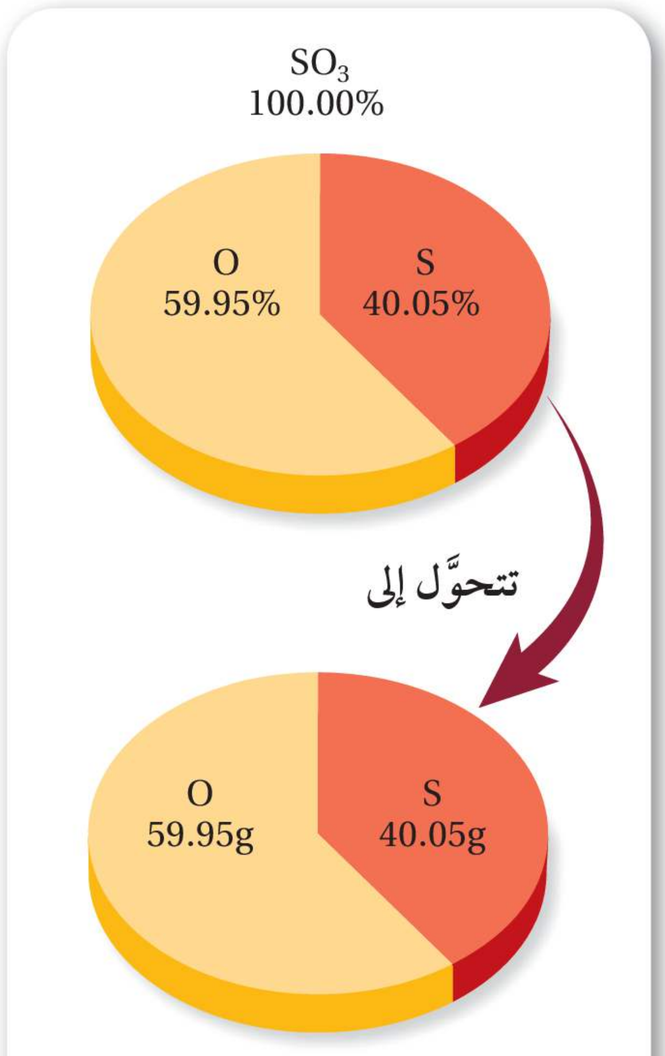
$$59.95 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.747 \text{ mol O}$$

لذا فإن نسبة ذرات S إلى ذرات O في المركب هي 3.747 :1.249. وعندما لا تكون القيم في النسبة المولية أعدادًا صحيحة فلا يمكن استعمالها في الصيغة الكيميائية، لذا 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. ولذا 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 رقم يجعلها عددًا صحيحًا، كما في المثال 2–5.

ماذا قرأت؟ **عدّد** الخطوات المطلوبة لحساب الصيغة الأولية من التركيب النسبي المئوي.



الشكل 2–5 تذكّر هذا الشكل عند حل المسائل المتعلقة بالتركيب النسبي المئوي. يمكنك الافتراض دائمًا أن لديك عينة كتلتها 100 g من المركب، واستعمل النسب المئوية للعناصر بوصفها كتلاً.

الخطوات هي: 1. نفترض عينة كتلتها 100 جم لتحويل النسب المئوية إلى كتل بالجرامات. 2. نحول كتلة كل عنصر إلى مولات بقسمتها على كتلته المولية. 3. نقسم أعداد المولات على أصغر قيمة للحصول على نسب مولية. 4. إذا لم تكن النسب أعدادًا صحيحة، نضربها في أصغر عدد صحيح للحصول على نسب عددية صحيحة تمثل الصيغة الأولية.

مثال 2–5

الصيغة الأولية من التركيب النسبي المئوي حدد الصيغة الأولية لمركب يتكون من 48.64 % كربون، و8.16 % هيدروجين، و43.20 % أكسجين.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت التركيب النسبي المئوي لمركب، والمطلوب تحديد صيغته الأولية، ولأنه يمكن افتراض أن النسب المئوية تمثل كتل العناصر في عينة مقدارها 100 g، لذا يمكن أن تحل الوحدة (g) محل رمز النسبة، ثم حوّل الجرامات إلى مولات، وأوجد أصغر نسبة عددية صحيحة لمولات العناصر.

المعطيات

النسبة المئوية بالكتلة لـ C = 48.64%
النسبة المئوية بالكتلة لـ H = 8.16%
النسبة المئوية بالكتلة لـ O = 43.20%

المطلوب

الصيغة الأولية = ؟

2 حساب المطلوب

حوّل كل كتلة إلى مولات باستعمال معامل التحويل (مقلوب الكتلة المولية) الذي يربط المولات بالجرامات:

احسب مولات الكربون بالتعويض عن قيمة كتلة الكربون مضروبة في مقلوب الكتلة المولية

$$48.64\ \cancel{g\,C} \times \frac{1\ mol\ C}{12.01\ \cancel{g\,C}} = 4.050\ mol\ C$$

احسب مولات الهيدروجين بالتعويض عن قيمة كتلة الهيدروجين مضروبة في مقلوب الكتلة المولية

$$8.16\ \cancel{g\,H} \times \frac{1\ mol\ H}{1.008\ \cancel{g\,H}} = 8.10\ mol\ H$$

احسب مولات الأكسجين بالتعويض عن قيمة كتلة الأكسجين مضروبة في مقلوب الكتلة المولية

$$43.20\ \cancel{g\,O} \times \frac{1\ mol\ O}{16.00\ \cancel{g\,O}} = 2.70\ mol\ O$$

إذن، فالنسب المولية للمركب هي: (4.05 mol C) : (8.10 mol H) : (2.700 mol O)، ثم احسب أبسط نسبة مولية للعناصر في المركب بالقسمة على أصغر قيمة مولية (2.700).

اقسم مولات C على 2.700

$$\frac{4.050\ mol\ C}{2.700} = 1.5\ mol\ C$$

اقسم مولات H على 2.700

$$\frac{8.10\ mol\ H}{2.700} = 3\ mol\ H$$

اقسم مولات O على 2.700

$$\frac{2.700\ mol\ O}{2.700} = 1 mol\ O$$

أبسط نسبة مولات هي (1.5 mol C) : (3 mol H) : (1 mol O). وأخيرًا اضرب كل عدد تشتمل عليه النسبة في أصغر رقم– وهو في هذه الحالة الرقم 2– يؤدي إلى نسبة عددية صحيحة.

اضرب مولات C في 2 للحصول على عدد صحيح.

$$2 \times 1.5\ mol\ C = 3\ mol\ C$$

اضرب مولات H في 2 للحصول على عدد صحيح.

$$2 \times 3\ mol\ H = 6\ mol\ H$$

اضرب مولات O في 2 للحصول على عدد صحيح.

$$2 \times 1\ mol\ O = 2\ mol\ O$$

أبسط نسبة عددية صحيحة للمولات هي (3 C) : (6 H) : (2 O). وهكذا فإن الصيغة الأولية للمركب هي $C_3H_6O_2$.

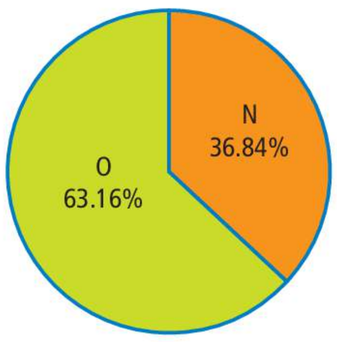
3 تقويم الإجابة

للتحقق من صحة الإجابة احسب التركيب النسبي المئوي الممثل بالصيغة، للوقوف على مدى اتفاقه مع معطيات المثال.

5. بافتراض عينة 100 جم، يكون لدينا 36.84 جم N و 63.16 جم O. عدد مولات النيتروجين = 2.63 مول، وعدد مولات الأكسجين = 3.95 مول. النسبة المولية N:O هي 1:1.5، وبالضرب في 2 تكون النسبة 2:3. الصيغة الأولية هي N_2O_3.

6. بافتراض عينة 100 جم، يكون لدينا 35.98 جم Al و 64.02 جم S. عدد مولات الألومنيوم = 1.334 مول، وعدد مولات الكبريت = 1.996 مول. النسبة المولية Al:S هي 1:1.5، وبالضرب في 2 تكون النسبة 2:3. الصيغة الأولية هي Al_2S_3.

مسائل تدريبية



5. يمثل الرسم البياني الدائري المجاور التركيب النسبي المئوي لعينة صلبة زرقاء. فما الصيغة الأولية لهذه المادة؟

6. ما الصيغة الأولية لمركب يحتوي على 35.98% ألومنيوم و64.02% كبريت.

7. 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؟

8. **تحفيز** الأسبرين يعد من أكثر الأدوية استعمالاً في العالم، ويتكون من 60.00% كربون، و4.44% هيدروجين، و35.56% أكسجين. فما صيغته الأولية؟

7. بافتراض عينة 100 جم، يكون لدينا 81.82 جم C و 18.18 جم H. عدد مولات الكربون = 6.812 مول، وعدد مولات الهيدروجين = 18.03 مول. النسبة المولية C:H هي 1:2.66، وبالضرب في 3 تكون النسبة 3:8. الصيغة الأولية هي C_3H_8.

الصيغة الجزيئية Molecular Formula

قد تندهش إذا علمت أن مواد لها خواص مختلفة تمامًا قد يكون لها التركيب النسبي المئوي والصيغة الأولية نفسها! كيف يكون ذلك؟ تذكر أن الصيغة الأولية تعطي أبسط نسبة لذرات العناصر في المركب، ولكن هذه النسبة لا تمثل دائمًا العدد الفعلي لذراته. ويلجأ العلماء إلى ما يعرف **بالصيغة الجزيئية** لتحديد أي مركب، وهذه الصيغة تعطي العدد الفعلي للذرات من كل عنصر في جزيء واحد من المادة، ويبين الشكل 3–5 أحد استخدامات غاز الأستيلين المهمة في الصناعة. فغاز الأستيلين وسائل البنزين مثلاً لهما التركيب النسبي المئوي والصيغة الأولية (CH) نفسها، ولكنهما يختلفان تمامًا في الخواص.

ولتحديد الصيغة الجزيئية لمركب يجب تحديد الكتلة المولية لهذا المركب من خلال التجارب العملية، ومقارنتها بالكتلة الممثلة بالصيغة الأولية. فالكتلة المولية للأستيلين مثلاً هي 26.04 g / 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.

$$\frac{\text{الكتلة المولية للأستيلين}}{\text{كتلة الصيغة الأولية (CH)}} = \frac{26.04\ \text{g/mol}}{13.02\ \text{g/mol}} = 2.00$$

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 (78.12 g /mol) بكتلة الصيغة الأولية ستجد أن الكتلة المولية تساوي ستة أضعاف كتلة الصيغة الأولية.

$$\frac{\text{الكتلة المولية للبنزين}}{\text{كتلة الصيغة الأولية (CH)}} = \frac{78.12\ \text{g/mol}}{13.02\ \text{g/mol}} = 6.00$$

لذا فإن الصيغة الجزيئية للبنزين يجب أن تمثل ستة أمثال عدد ذرات الكربون والهيدروجين في الصيغة الأولية. ويمكنك أن تستنتج أن الصيغة الجزيئية للأستيلين

الشكل 3–5 يستخدم غاز الأستيلين في لحام المعادن بسبب درجة الحرارة العالية التي تصاحب احتراقه في وجود الأكسجين.

8. بافتراض عينة 100 جم، يكون لدينا 60.00 جم C، 4.44 جم H، و 35.56 جم O. عدد المولات C=4.995، H=4.405، O=2.223. بقسمة الجميع على أصغر قيمة (2.223)، نحصل على نسبة C:H:O تساوي 2.25:2:1. بالضرب في 4، تصبح النسبة 9:8:4. الصيغة الأولية هي $C_9H_8O_4$.

هي C_2H_2 وأن الصيغة الجزيئية للبنزين هي C_6H_6.

ويمكن تمثيل الصيغة الجزيئية بوصفها صيغة أولية مضروبة في عدد صحيح (ن).

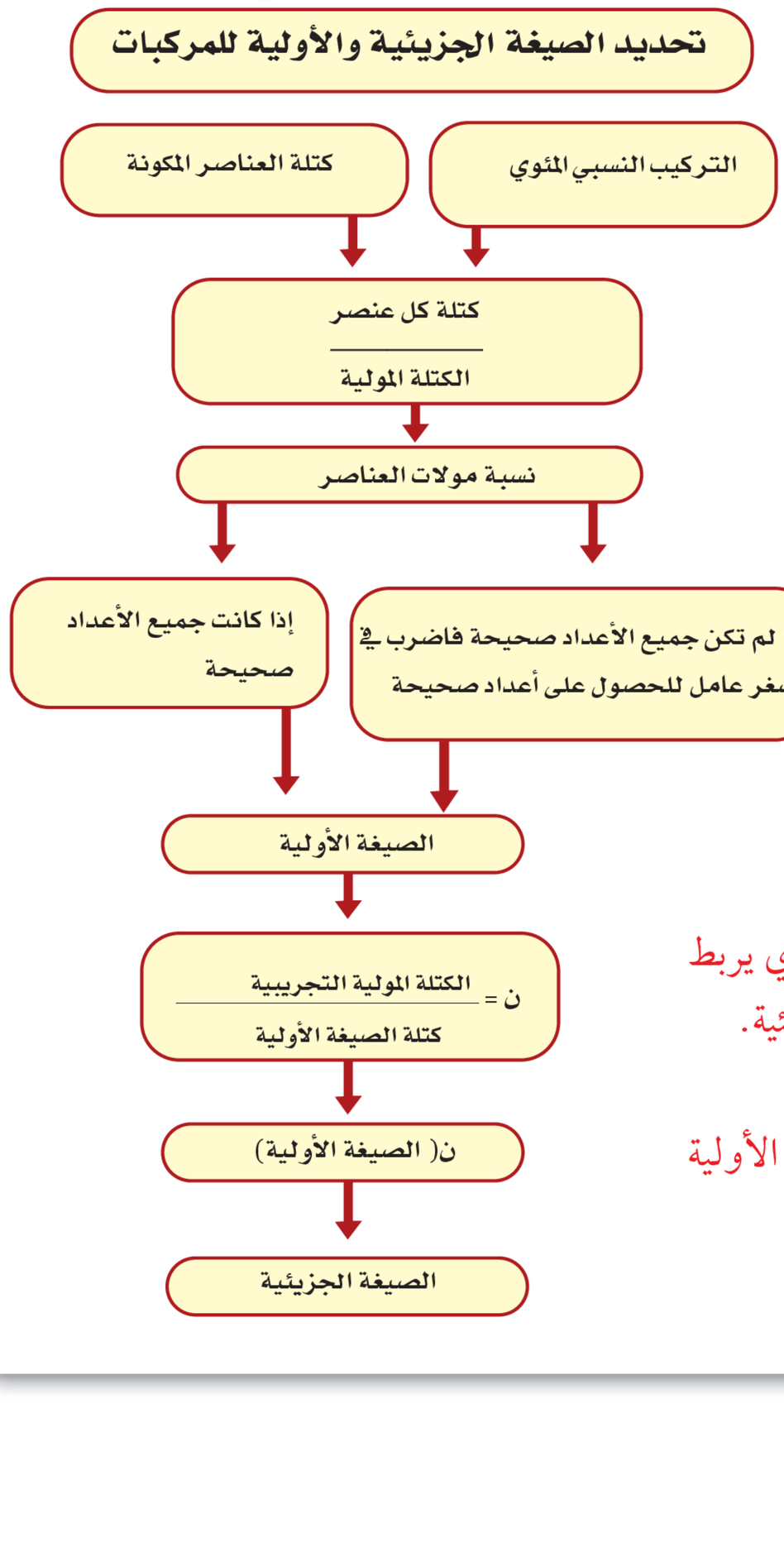
الصيغة الجزيئية = ن (الصيغة الأولية)

حيــث (ن) تمثل العامل (6 في مثال البنزين) الذي تضرب فيــه الأرقام في الصيغة الأولية للحصول على الصيغة الجزيئية.

يبين **الشــكل 4–5** خطوات تحديد الصيغ الأولية والجزيئية للمركب بدءًا بالتركيب النسبي المئوي أو بيانات الكتلة.

الشكل 4–5 استعن بهذا المخطط الذي يساعدك على تحديد الصيغ الأولية والجزيئية للمركبات.

صف كيف يرتبط العدد الصحيح (ن) بالصيغ الأولية والجزيئية.



عبّر عن النسبة المئوية بالكتلة بالجرامات.

أوجــد عدد المــولات لكل عنصر.

افحص النسبة المولية.

اكتب الصيغة الأولية

حـدد الـعـدد الصحيـح الذي يربط الصيغة الأولية بالصيغة الجزيئية.

اضرب أعداد ذرات الصيغة الأولية في قيمة ن.

اكتب الصيغة الجزيئية.

العدد الصحيح (ن) هو النسبة بين الكتلة المولية للمركب والكتلة المولية للصيغة الأولية. وهو يمثل العدد الذي تُضرب به أعداد الذرات في الصيغة الأولية للحصول على الصيغة الجزيئية. الصيغة الجزيئية = (الصيغة الأولية)ن.

مثال 3–5

تحديد الصيغة الجزيئية يشـير التحليل الكيميائي لحمض ثنائي الكربوكسيل مثل حمض السكسنيك (بيوتان دايويك) إلى أنه يتكون من 40.68% كربون، و5.08% هيدروجين، و54.24% أكسـجين، وله كتلة مولية 118.1g /mol. حدد الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية لهذا الحمض.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت التركيب النسبي المئوي لحمض السكسنيك. افترض أن كل نسبة مئوية كتلية تمثل كتلة العنصر بـ 100 g من العينة، لذا يمكنك مقارنة الكتلة المولية المعطاة (118.1g /mol) بالكتلة التي تمثل الصيغة الأولية لإيجاد العدد الصحيح ن.

المعطيات

النسبة المئوية بالكتلة لـ C = 40.68%

النسبة المئوية بالكتلة لـ H = 5.08%

النسبة المئوية بالكتلة لـ O = 54.24%

الكتلية المولية = 118.1g /mol حمض السكسنيك

المطلوب

الصيغة الأولية = ؟

الصيغة الجزيئية= ؟

2 حساب المطلوب

عوض كتلة C، ومقلوب الكتلة المولية، وأوجد عدد المولات.

$$40.68\ \text{g}\cancel{\text{C}} \times \frac{1\ \text{mol C}}{12.01\ \cancel{\text{g C}}} = 3.3870\ \text{mol C}$$

عوض كتلة H، ومقلوب الكتلة المولية، وأوجد عدد المولات.

$$5.08\ \cancel{\text{g H}} \times \frac{1\ \text{mol H}}{1.008\ \cancel{\text{g H}}} = 5.04\ \text{mol H}$$

عوض كتلة O، ومقلوب الكتلة المولية، وأوجد عدد المولات.

$$54.24\ \cancel{\text{g O}} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \cancel{\text{g O}}} = 3.39\ \text{mol O}$$

نسـبة المولات في حمض السكسـنيك هي (3.387 mol C) : (5.04 mol H) : (3.39 mol O). احسب أبسط نسبة لمولات العناصر بقسمة مولات كل عنصر على أصغر قيمة في النسبة المولية المحسوبة.

اقسم مولات C على 3.387

$$\frac{3.387\ \text{mol C}}{3.387} = 1\ \text{mol C}$$

اقسم مولات H على 3.387

$$\frac{5.04\ \text{mol H}}{3.387} = 1.5\ \text{mol H}$$

اقسم مولات O على 3.387

$$\frac{3.39\ \text{mol O}}{3.387} = 1\text{mol O}$$

أبسط نسبة مولية هي 1 : 1.5 : 1 اضرب جميع القيم المولية في 2 للحصول على أعداد صحيحة .

اضرب مولات C في 2.

$$2 \times 1\ \text{mol C} = 2\ \text{mol C}$$

اضرب مولات H في 2.

$$2 \times 1.5\ \text{mol H} = 3\ \text{mol H}$$

اضرب مولات O في 2 .

$$2 \times 1\ \text{mol O} = 2\ \text{mol O}$$

أبسط نسبة عددية صحيحة للمولات هي 2 : 3 : 2، إذن الصيغة الأولية هي $C_2H_3O_2$.

احسب كتلة الصيغة الأولية باستعمال الكتلة المولية لكل عنصر.

اضرب الكتلة المولية للكربون في عدد مولات ذراته.

$$2\ \cancel{\text{mol C}} \times \frac{12.01\ \text{g C}}{1\ \cancel{\text{mol C}}} = 24.02\ \text{g C}$$

تحضيري

$$3\ \text{mol H} \times \frac{1.008\ \text{g H}}{1\ \text{mol H}} = 3.024\ \text{g H}$$ اضرب الكتلة المولية للهيدروجين في عدد مولات ذراته.

$$2\ \text{mol O} \times \frac{16.00\ \text{g O}}{1\ \text{mol O}} = 32.00\ \text{g O}$$ اضرب الكتلة المولية للأكسجين في عدد مولات ذراته.

الكتلة المولية لـ $C_2H_3O_2$ $= 32.0\ \text{g} + 3.024\ \text{g} + 24.02\ \text{g} = 59.04\ \text{g/mol}$ اجمع كتل العناصر.

لتحديد قيمة ن اقسم الكتلة المولية لحمض السكسنيك على كتلة الصيغة الأولية.

$$\text{ن} = \frac{\text{الكتلة المولية لحمض السكسنيك}}{\text{الكتلة المولية } C_2H_3O_2} = \frac{118.1\ \text{g/mol}}{59.04\ \text{g/mol}} = 2.000$$

اضرب الأرقام في الصيغة الأولية في 2 لتحصل على الصيغة الجزيئية.

الصيغة الجزيئية $= (C_2H_3O_2) \times 2 = C_4H_6O_4$

3 تقويم الإجابة

الكتلة المولية للصيغة الجزيئية التي تم التوصل إليها هي الكتلة المولية نفسها المحددة تجريبيًّا للمركب.

مثال 4–5

حساب الصيغة الأولية من خلال الكتلة يُعدّ معدن الإلمنيت أحد الخامات الرئيسة لاستخراج التيتانيوم. وعند تحليل عينة منه وجد أنها تحوي 5.41 g من الحديد، و4.64 g من التيتانيوم، و4.65 g 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 أوجد أبسط نسبة صحيحة لمولات هذه العناصر.

المعطيات

كتلة الحديد $\text{Fe} = 5.41\ \text{g}$

كتلة التيتانيوم $\text{Ti} = 4.64\ \text{g}$

كتلة الأكسجين $\text{O} = 4.65\ \text{g}$

المطلوب

الصيغة الأولية = ؟

2 حساب المطلوب

حول الكتل المعروفة إلى مولات بالضرب في معامل التحويل الذي يربط المولات بالجرامات- مقلوب الكتلة المولية.

$$5.41\ \text{g Fe} \times \frac{1\ \text{mol Fe}}{55.85\ \text{g Fe}} = 0.0969\ \text{mol Fe}$$ عوض كتلة الحديد، ومقلوب الكتلة المولية، وأوجد عدد المولات.

$$4.64\ \text{g Ti} \times \frac{1\ \text{mol Ti}}{47.88\ \text{g Ti}} = 0.0969\ \text{mol Ti}$$ عوض كتلة التيتانيوم، ومقلوب الكتلة المولية، وأوجد عدد المولات.

$$4.65\ \text{g O} \times \frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \text{g O}} = 0.291\ \text{mol O}$$ عوض كتلة الأكسجين، ومقلوب الكتلة المولية، وأوجد عدد المولات.

إذا كانت النسبة المولية لمعدن الإلمنيت هي: (0.0969 mol Fe): (0.0969 mol Ti): (0.291 mol O) فاقسم كل قيمة مولية على أصغر قيمة في النسبة (0.0969) لتحصل على أبسط نسبة مولية.

أبسط نسبة مولية هي (1mol Fe): (1mol Ti): (3 mol O) . ولأن جميع القيم المولية أعداد صحيحة، إذن الصيغة الأولية للإلمنيت هي $FeTiO_3$.

9. أولاً نوجد الصيغة الأولية: عدد مولات C = 4.161 مول، عدد مولات H = 10.387 مول. النسبة المولية C:H هي 1:2.5، إذن الصيغة الأولية C_2H_5 وكتلتها 29.06 جم/مول. ن = 58.12 / 29.06 = 2. الصيغة الجزيئية هي $(C_2H_5)_2$ أي C_4H_{10}.

10. الصيغة الأولية: عدد مولات N = 3.332 مول، عدد مولات O = 3.332 مول. النسبة 1:1، فالصيغة الأولية NO وكتلتها 30.01 جم/مول. ن = 60.01 / 30.01 = 2. الصيغة الجزيئية هي $(NO)_2$ أي N_2O_2.

3 تقويم الإجابة

كتلة الحديد أكبر قليلاً من كتلة التيتانيوم، والكتلة المولية للحديد أكبر قليلاً من الكتلة المولية للتيتانيوم أيضًا . ولهذا من المنطقي أن يكون عدد مولات الحديد مساويًا لعدد مولات التيتانيوم. كما أن كتلة التيتانيوم مساوية تقريبًا لكتلة الأكسجين، ولكن الكتلة المولية للأكسجين هي نحو ثلث الكتلة المولية للتيتانيوم. لذا فإن النسبة 3 إلى 1 أكسجين إلى تيتانيوم معقولة.

14. لا، إجابته غير صحيحة. النسبة بين كتلة الصيغة الجزيئية وكتلة الصيغة الأولية (ن) يجب أن تكون عددًا صحيحًا موجبًا لأن الصيغ الكيميائية يجب أن تحتوي على أعداد صحيحة من الذرات.

11. عدد مولات K = 0.500 مول، عدد مولات O = 0.250 مول. النسبة المولية K:O هي 2:1. الصيغة الأولية هي K_2O.

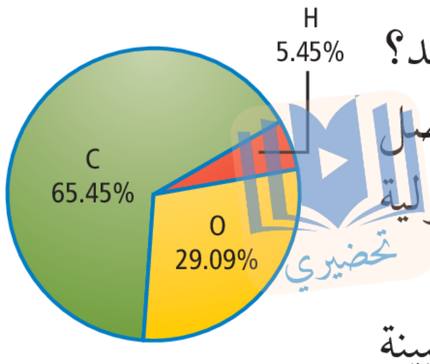
مسائل تدريبية

9. وجد أن مركبًا يحتوي على 49.98 g C و10.47 g H. فإذا كانت الكتلة المولية للمركب 58.12 g/mol، فما صيغته الجزيئية؟

10. سائل عديم اللون يتكون من 46.68% نيتروجين و53.32% أكسجين، وكتلته المولية 60.01 g/mol، فما صيغته الجزيئية؟

11. عند تحليل أكسيد البوتاسيوم، نتج 19.55 g K، و4.00 g O، فما الصيغة الأولية للأكسيد؟

12. تحفيز عند تحليل مادة كيميائية تستعمل في سائل تظهير الأفلام الفوتوجرافية تم التوصل إلى بيانات التركيب النسبي المئوي الموضحة في الشكل المجاور. فإذا كانت الكتلة المولية للمركب 110.0 g/mol، فما الصيغة الجزيئية له؟



13. تحفيز عند تحليل مسكِّن 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

12. من الشكل، النسب هي C، 65.45% H، 5.45% O، 29.10%. الصيغة الأولية هي C_3H_3O وكتلتها 55.06 جم/مول. ن = 110.0 / 55.06 = 2. الصيغة الجزيئية هي $(C_3H_3O)_2$ أي $C_6H_6O_2$.

15. الصيغة الأولية: عدد مولات Fe = 3.13 مول، عدد مولات O = 4.69 مول. النسبة المولية Fe:O هي 1:1.5. بالضرب في 2، تصبح النسبة 2:3. الصيغة الأولية هي Fe_2O_3. التركيب النسبي المئوي: Fe% = 69.94%، O% = 30.06%.

17. التركيب النسبي المئوي هو النسبة المئوية بالكتلة لكل عنصر في المركب، ويتم حسابه بقسمة كتلة كل عنصر على الكتلة الكلية للمركب وضرب الناتج في 100.

التقويم 5-1

الخلاصة

- النسبة المئوية بالكتلة للعنصر تساوي نسبة كتلة العنصر إلى الكتلة الكلية للمركب.
- 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.

14. 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.

15. احسب نتج عن تحليل مركب يتكون من الحديد والأكسجين، 174.86 g Fe، و75.14 g O. فما الصيغة الأولية لهذا المركب؟

16. احسب يحتوي أكسيد الألومنيوم على 0.545 g Al، و0.485 g O. ما الصيغة الأولية للأكسيد؟

17. وضّح كيف ترتبط بيانات التركيب النسبي المئوي لمركب بكتل العناصر في ذلك المركب؟

18. وضّح كيف تجد النسبة المولية في مركب كيميائي؟

19. طبّق الكتلة المولية لمركب هي ضعف صيغته الأولية، فكيف ترتبط صيغته الجزيئية بصيغته الأولية؟

20. حلّل الهيماتيت (Fe_2O_3) والماجنتيت (Fe_3O_4) خامان يستخرج منهما الحديد. فأيهما يعطي نسبة أعلى من الحديد لكل كيلو جرام؟

16. عدد مولات Al = 0.0202 مول، عدد مولات O = 0.0303 مول. النسبة المولية Al:O هي 1:1.5. بالضرب في 2، تصبح النسبة 2:3. الصيغة الأولية هي Al_2O_3.

18. يتم حسابها بتحويل كتل العناصر إلى مولات (بالقسمة على الكتلة المولية)، ثم قسمة عدد مولات كل عنصر على أصغر عدد مولات تم حسابه.

13. عدد المولات: C=1.490، H=1.667، O=0.264، N=0.0877. بقسمة الجميع على أصغر قيمة (0.0877)، نحصل على نسبة C:H:O:N تساوي 17:19:3:1. الصيغة الأولية هي $C_{17}H_{19}NO_3$.

19. إذا كانت الكتلة المولية للمركب ضعف كتلة صيغته الأولية، فإن الصيغة الجزيئية تحتوي على ضعف عدد الذرات الموجودة في الصيغة

20. نحسب النسبة المئوية للحديد في كل مركب: في Fe_2O_3 (الهيماتيت) نسبة الحديد 69.94%. في Fe_3O_4 (الماجنتيت) نسبة الحديد 72.36%. إذن، الماجنتيت (Fe_3O_4) يعطي نسبة أعلى من الحديد.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–2

الأهداف

- **توضح** المقصود بالملح المائي وتربط اسمه بتركيبه.
- **تحدد** صيغة ملح مائي من البيانات المختبرية.

مراجعة المفردات

الشبكة البلورية: الترتيب الهندسي الثلاثي الأبعاد للجسيمات.

المفردات الجديدة

الملح المائي

صيغ الأملاح المائية
Formulas of Hydrates

الفكرة الرئيسة **الأملاح المائية مركبات أيونية صلبة فيها جزيئات ماء محتجزة.**

الربط مع الحياة تُعبأ بعض المنتجات -ومنها المعدات الإلكترونية- في صناديق مع أكياس صغيرة مكتوب عليها "مجفف". وتضبط هذه الأكياس الرطوبة بامتصاص الماء. ويحتوي بعضها على مركبات أيونية تسمى الأملاح المائية.

تسمية الأملاح المائية Naming Hydrates

هل راقبت يومًا بلورات تتكون ببطء من محلول مائي؟ تلتصق جزيئات الماء أحيانًا بالأيونات خلال تكون المادة الصلبة. وتسمى جزيئات الماء التي تصبح جزءًا من البلورة ماء التبلور. وتُسمى المواد الأيونية الصلبة التي تُحتجز فيها جزيئات ماء أملاحًا مائية. **فالملح المائي** مركب يحتوي على عدد معين من جزيئات الماء المرتبطة بذراته. ويبين الشكل 5-5 الحجر الكريم الجميل المعروف بالأوبال، وهو ثاني أكسيد السليكون المائي (SiO_2) الذي يحتوي على ماء. والألوان الفريدة ناتجة عن وجود الماء في المعدن.

يكتب في صيغة الملح المائي عدد جزيئات الماء المرتبطة بوحدة الصيغة للمركب تاليًا لنقطة، مثل $CoCl_2 . 6H_2O$. ويُسمى هذا المركب كلوريد الكوبلت (II) سداسي الماء (أيْ يحتوي على 6 جزيئات ماء). وتدخل كتلة جزيئات الماء المرتبطة بوحدة الصيغة في حساب الكتلة المولية. ويختلف عدد جزيئات ماء التبلور من ملحٍ إلى آخر، ويبين الجدول **1-5** بعض الأملاح المائية الشائعة.

الجدول 1-5 صيغ الأملاح المائية

المقطع	عدد جزيئات الماء	الصيغة	الاسم
أحادي	1	$(NH_4)_2C_2O_4.H_2O$	إكسالات الأمونيوم أحادية الماء.
ثنائي	2	$CaCl_2 . 2H_2O$	كلوريد الكالسيوم ثنائي الماء.
ثلاثي	3	$NaC_2H_3O_2. 3H_2O$	أسيتات الصوديوم ثلاثية الماء
رباعي	4	$FePO_4. 4H_2O$	فوسفات الحديد (III) رباعية الماء.
خماسي	5	$CuSO_4. 5H_2O$	كبريتات النحاس (II) خماسية الماء
سداسي	6	$CoCl_2.6H_2O$	كلوريد الكوبلت (II) سداسي الماء.
سباعي	7	$MgSO_4 . 7H_2O$	كبريتات الماغنسيوم سباعية الماء.
ثماني	8	$Ba(OH)_2. 8H_2O$	هيدروكسيد الباريوم ثماني الماء.
عشاري	10	$Na_2CO_3.10H_2O$	كربونات الصوديوم عشارية الماء

الشكل 5-5 إن وجود الماء وشوائب المعادن المختلفة يفسران التنوع الكبير لأحجار الأوبال الكريمة. وتحدث تغيرات أخرى في اللون عندما يجف.

كلوريد الكوبلت (II) سداسي الماء الزهري — يمكن تسخين الملح المائي لطرد ماء التبلور — كلوريد الكوبلت (II) اللامائي أزرق

الشكل 6–5 يمكن إزالة ماء التبلور بتسخين الملح المائي، لتكوين ملح لا مائي قد يبدو مختلفًا جدًّا عن الملح المائي.

تحليل الأملاح المائية Analyzing a Hydrates

عند تسخين ملح مائي، تُطرد جزيئات الماء تاركة وراءها الملح اللامائي. انظر الشكل 6-5؛ حيث توضح سلسلة الصور أنه عند تسخين كلوريد الكوبلت (II) السداسي الماء الزهري اللون، ينتج كلوريد الكوبلت (II) اللامائي الأزرق اللون.

كيف يمكنك تحديد صيغة ملح مائي؟ يجب أن تحسب عدد مولات الماء المرتبطة بمول واحد من الملح المائي. افترض أن لديك عينة مكونة من 5.00 g من كلوريد الباريوم المائي. ولأنك تعرف أن صيغة الملح هي $BaCl_2 . xH_2O$، فإنه يجب أن تحدد قيمة x، وهي معامل H_2O في صيغة الملح المائي، والتي تشير إلى عدد مولات جزيئات الماء المرتبطة بمول واحد من $BaCl_2$. وحتى تجد قيمة x، يجب أن تسخن العينة للتخلص من ماء التبلور. وافترض أنك بعد تسخينها وجدت أن كتلة الملح اللامائي $BaCl_2$ هي 4.26 g.

إذن كتلة ماء التبلور تساوي الفرق بين كتلة الملح المائي (5.00 g) وكتلة الملح اللامائي (4.26 g).

$$5.00\ g - 4.26\ g = 0.74\ g\ H_2O .$$

وبعد أن عرفت كتلة كل من $BaCl_2$ و H_2O في العينة، يمكنك تحويل هذه الكتل إلى مولات باستعمال الكتل المولية. الكتلة المولية لـ $BaCl_2$ هي 208.23 g/mol، وللماء 18.02 g/mol.

$$4.26\ \cancel{g\ BaCl_2} \times \frac{1\ mol\ BaCl_2}{208.23\ \cancel{g\ BaCl_2}} = 0.0205\ mol\ BaCl_2$$

$$0.74\ \cancel{g\ H_2O} \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18.02\ \cancel{g\ H_2O}} = 0.041\ mol\ H_2O$$

$$x = \frac{mol\ H_2O}{mol\ BaCl_2} = \frac{0.041\ mol\ H_2O}{0.0205\ mol\ BaCl_2} = \frac{2.0\ mol\ H_2O}{1.00\ mol\ BaCl_2} = \frac{2}{1}$$

إذن نسبة مولات H_2O إلى مولات $BaCl_2$ هي 2 إلى 1، لذا فإن 2 mol H_2O ترتبط بـ 1 mol $BaCl_2$.

أيْ أنّ قيمة المعامل x هي 2، وصيغة الملح المائي هي $BaCl_2 . 2H_2O$. ما اسم هذا الملح؟

ماذا قرأت؟ فسّر لماذا تستعمل النقطة في صيغة الملح المائي؟

ماذا قرأت؟ تستخدم النقطة في صيغة الملح المائي للدلالة على أن جزيئات الماء مرتبطة بالمركب الأيوني ضمن الشبكة البلورية، ولكنها ليست جزءًا من الصيغة الكيميائية للمركب الأيوني نفسه.

مثال 5–5

تحديد صيغة الملح المائي وضعت عينة من كبريتات النحاس المائية الزرقاء $CuSO_4.xH_2O$ كتلتها 2.50 g في جَفنة وسُخّنت. وبقي بعد التسخين 1.59 g من كبريتات النحاس اللامائية البيضاء $CuSO_4$. ما صيغة الملح المائي؟ وما اسمه؟

1 تحليل المسألة

لقــد أعطيت كتلة كبريتات النحاس المائية، وكبريتات النحاس اللامائية. كما أنك تعرف صيغة المركب ما عدا قيمة x، وهي معامل H_2O في صيغة الملح المائي، والتي تشير إلى عدد مولات ماء التبلور.

المعطيات

كتلة الملح المائي $2.50\ g = CuSO_4.xH_2O$

كتلة الملح اللامائي $1.59\ g = CuSO_4$

الكتلة المولية لـ $18.02\ g/mol = H_2O$

الكتلة المولية لـ $159.6\ g/mol = CuSO_4$

المطلوب

صيغة الملح المائي = ؟

اسم الملح المائي = ؟

2 حساب المطلوب

حدد كتلة الماء المفقود

كتلة الماء المفقود = كتلة الملح المائي – كتلة الملح اللامائي

اطرح كتلة الملح اللامائي $CuSO_4$ من كتلة الملح المائي $CuSO_4 .XH_2O$

$$2.50g - 1.59\ g = 0.91\ g$$

حــوّل الكتلة المعلومة للماء والملح المائي إلى مولات مســتعملاً معامل التحويل الــذي يربط المولات بالكتلة – مقلوب الكتلة المولية.

احسب عدد مولات $CuSO_4$ بالتعويض بقيمة كتلة $CuSO_4$ مضروبًا في مقلوب الكتلة المولية.

$$1.59\ \cancel{g\ CuSO_4} \times \frac{1\ mol\ CuSO_4}{159.6\ \cancel{g\ CuSO_4}} = 0.00996\ mol\ CuSO_4$$

احسب عدد مولات H_2O، بالتعويض بقيمة كتلة H_2O مضروبًا في مقلوب الكتلة المولية.

$$0.91\ \cancel{g\ H_2O} \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18.02\ \cancel{g\ H_2O}} = 0.05\ mol\ H_2O$$

$$x = \frac{mol\ H_2O}{mol\ CuSO_4}$$

احسب أبسط نسبة عددية بالتعويض بعدد مولات H_2O، وعدد مولات $CuSO_4$.

$$x = \frac{0.050\ mol\ H_2O}{0.00996\ mol\ CuSO_4} \approx \frac{5\ mol\ H_2O}{1\ mol\ CuSO_4} = 5$$

إذن، فصيغة الملح المائي هي $CuSO_4 .5H_2O$، واسمه كبريتات النحاس (II) الخماسية الماء.

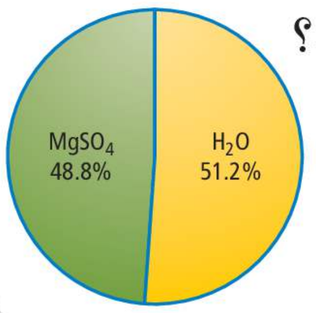
3 تقويم الإجابة

كبريتات النحاس (II) الخماسية الماء، ملح شائع، ومدون في الجدول 1– 5.

21. بناءً على النسب المئوية الكتلية، تكون صيغة الملح المائي هي $MgSO_4 \cdot 7H_2O$، واسمه كبريتات الماغنسيوم سباعية الماء.

22. كتلة $CoCl_2$ = 0.0712 مول × 129.83 جم/مول = 9.24 جم. كتلة الماء = 11.75 جم - 9.24 جم = 2.51 جم. مولات الماء = 2.51 جم / 18.02 جم/مول = 0.139 مول. نسبة مولات الماء إلى مولات $CoCl_2$ هي 0.139 / 0.0712 ≈ 2. الصيغة هي $CoCl_2 \cdot 2H_2O$، واسمه كلوريد الكوبالت (II) ثنائي الماء.

مسائل تدريبية



21. يظهر في الشكل المجاور تركيب أحد الأملاح المائية. فما صيغة هذا الملح المائي؟ وما اسمه؟

22. تحفيز سخنت عينة كتلتها 11.75 g من ملح مائي شائع لكلوريد الكوبلت II. وبقي بعد التسخين 0.0712 mol من كلوريد الكوبلت اللامائي. ما صيغة هذا الملح المائي؟ وما اسمه؟

23. الملح المائي هو مركب أيوني (ملح لا مائي) ارتبط به عدد معين من جزيئات الماء ضمن بنيته البلورية.

استعمالات الأملاح المائية Uses of Hydrates

الشكل 7–5 يجفف كلوريد الكالسيوم الهواء من جزيئات الماء. كما يستعمل في المختبر في حفظ المواد الكيميائية من رطوبة الجو.

للأملاح المائية استعمالات مهمة في مختبر الكيمياء. فكلوريد الكالسيوم يكوّن ثلاثة أملاح مائية: أحادي الماء، وثنائي الماء، وسداسي الماء. ويوضع كلوريد الكالسيوم اللامائي في قعر أوعية محكمة الإغلاق تُسمى المجفِّفات، كما في الشكل 7–5؛ حيث يقوم بامتصاص الرطوبة من الهواء في داخل المجفِّف، ويصنع جوًّا جافًّا مناسبًا لحفظ المواد. وتضاف كبريتات الكالسيوم أحيانًا إلى المذيبات العضوية كالإيثانول والإيثيل إيثر للحفاظ عليها خالية من الماء.

24. كلوريد السترونشيوم سداسي الماء.

إن قدرة الملح اللامائي على امتصاص الماء له أيضًا بعض التطبيقات التجارية. فالمعدات الإلكترونية والبصرية، وبخاصة تلك التي تُشحن عبر البحار، غالبًا ما تُعبأ مع أكياس من المُجفّفات التي تمنع تأثير الرطوبة في الدوائر الإلكترونية الدقيقة. وتستعمل بعض الأملاح المائية مثل كبريتات الصوديوم المائية ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) لخزن الطاقة الشمسية. فعندما تُسخّن الشمس الملح المائي إلى أكثر من 32°C تذوب Na_2SO_4 في مولات ماء التبلور العشرة، وخلال ذلك يمتص الملح المائي الطاقة، وهذه الطاقة تنطلق عندما تنخفض درجة الحرارة ويتبلور الملح المائي ثانية.

26. نسبة المولات = 0.050 مول ماء / 0.00998 مول مركب أيوني ≈ 5. الصيغة العامة هي: المركب الأيوني $\cdot 5H_2O$.

25. 1. قياس كتلة عينة معلومة من الملح المائي. 2. تسخين العينة لتبخير الماء. 3. قياس كتلة الملح اللامائي المتبقي. 4. حساب كتلة الماء المفقود (كتلة المائي - كتلة اللامائي). 5. تحويل كتلتي الملح اللامائي والماء إلى مولات. 6. تحديد أبسط نسبة عددية صحيحة بين مولات الماء ومولات الملح اللامائي لكتابة الصيغة.

التقويم 5-2

الخلاصة

- تتكون صيغة الملح المائي من صيغة المركب الأيوني وعدد جزيئات ماء التبلور المرتبطة بوحدة الصيغة.
- يتكون اسم الملح المائي من اسم المركب متبوعًا بمقطع يدل على عدد جزيئات الماء المرتبطة بمول واحد من المركب.
- يتكون الملح اللامائي عند تسخين الملح المائي.

23. الفكرة الرئيسة **وضح** تركيب الملح المائي.

24. سمّ المركّب الذي صيغته $SrCl_2 \cdot 6H_2O$.

25. صف الخطوات العملية لتحديد صيغة الملح المائي معلّلاً كل خطوة.

26. طبّق يحتوي ملح مائي على 0.050 mol من الماء لكل 0.00998 mol من المركب الأيوني. اكتب صيغة عامة للملح المائي.

27. احسب كتلة ماء التبلور إذا فقد ملح مائي 0.025 mol من الماء عند تسخينه.

28. رتّب الأملاح المائية الآتية تصاعديًّا بحسب تزايد النسبة المئوية للماء فيها: $CoCl_2 \cdot 6H_2O$، $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$، $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

29. طبّق فسّر كيف يمكن استعمال الملح المائي في **الشكل 7–5** بوصفه طريقة تقريبية لتحديد احتمال سقوط المطر؟

27. كتلة الماء = 0.025 مول × 18.02 جم/مول = 0.45 جم.

28. $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ > (45.44%) $Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$ > (45.69%) $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (51.17%)

29. كلوريد الكوبالت (II) اللامائي لونه أزرق، ويتحول إلى اللون الوردي عند امتصاصه للرطوبة من الهواء. إذا تحول لونه إلى الوردي، فهذا يشير إلى ارتفاع نسبة الرطوبة في الجو، مما يزيد من احتمالية هطول المطر.

تحضيري

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–3

الأهداف

- **تصف** العلاقات من خلال معادلة كيميائية موزونة.
- **تذكر** النسب المولية في المعادلة الكيميائية الموزونة.

مراجعة المفردات

المواد المتفاعلة: المواد التي يبدأ بها التفاعل الكيميائي.

المفردات الجديدة

الحسابات الكيميائية

النسبة المولية

المقصود بالحسابات الكيميائية

Defining Stoichiometry

الفكرة الرئيسة **تحدِّد كميةُ كل مادة متفاعلة عند بداية التفاعل الكيميائي كميةَ المادة الناتجة.**

الربط مع الحياة لعلك شاهدت شمعة تحترق. عندما تحترق الشمعة تمامًا، أو تُطفأ بالنفخ عليها، يتوقف تفاعل الاحتراق في كلتا الحالتين.

علاقة المول بالجسيمات Particles and Mole Relationship

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 ؟ . وقد تتساءل عند تحليل تفاعل البناء الضوئي ما الكمية التي نحتاج إليها من الماء وثاني أكسيد الكربون لتكوين كتلة محددة من السكر؟ . إن الحسابات الكيميائية هي 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 حفظ الكتلة الذي ينص على أن المادة لا تفنى ولا تستحدث في التفاعل الكيميائي إلا بقدرة الله تعالى. وتساوي كمية المواد الناتجة عند نهاية أي تفاعل كيميائي 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 8–5** فعلى الرغم من تكون مركب جديد هو أكسيد الحديد III Fe_2O_3 فإن كتلة هذا المركب الجديد لا تختلف عن كتلة مادتي التفاعل.

الشكل 8-5 تحدد المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الحديد والأكسجين العلاقة بين كمية المواد المتفاعلة والناتجة.

تكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل الكيميائي الموضح في **الشكل 8-5** 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 من الحديد قد تفاعلت 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:

$$4\ \cancel{\text{mol Fe}} \times \frac{55.85\ \text{g Fe}}{1\ \cancel{\text{mol Fe}}} = 223.4\ \text{g Fe}$$

$$3\ \cancel{\text{mol O}_2} \times \frac{32.00\ \text{g O}_2}{1\ \cancel{\text{mol O}_2}} = 96.00\ \text{g O}_2$$

ولذا؛ فالكتلة الكلية للمواد المتفاعلة هي: $223.4\text{g} + 96.00\text{g} = 319.4\text{g}$

وبطريقة مماثلة، فإن كتلة المواد الناتجة هي:

$$2\ \cancel{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{159.7\ \text{g Fe}_2\text{O}_3}{1\ \cancel{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}} = 319.4\ \text{g}$$

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 حفظ الكتلة، فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة. ويلخص **الجدول 2-5** العلاقات التي يمكن أن تحددها المعادلة الكيميائية الموزونة.

ماذا قرأت؟ سجّل في قائمةٍ أنواع العلاقات التي يمكن اشتقاقها من المعاملات في معادلة كيميائية موزونة.

الجدول 2-5 **العلاقات المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة**

$4Fe_{(s)}$	+	$3O_{2(g)}$	→	$2Fe_2O_{3(s)}$
الحديد	+	الأكسجين	→	أكسيد الحديد III
4 atoms Fe	+	3 molecules O_2	→	2 Formula units
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

المفردات

أصل الكلمة

الحسابات الكيميائية

يعود أصل كلمة الحسابات الكيميائية Stoichiometry إلى الكلمة اليونانية "Stioichiometry" المكونة من كلمتين هما: (Stoikheion) وتعني العنصر، و(metron) وتعني القياس.

مثال 6-5

تفسير المعادلات الكيميائية يزودنا احتراق البروبان C_3H_8 بالطاقة اللازمة لتدفئة البيوت، وطهو الطعام، ولحام الأجسام الفلزية. فسر معادلة احتراق البروبان باستخدام عدد الجسيمات وعدد المولات والكتلة، ثم وضح تطبيق قانون حفظ الكتلة.

1 تحليل المسألة

تمثل معاملات المعادلة الكيميائية الموضحة أدناه كلًّا من المولات، والجسيمات الممثلة (في هذه الحالة الجزيئات). وسيتم إثبات قانون حفظ 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.

$$1 \text{ molecule } C_3H_8 + 5 \text{ molecules } O_2 \rightarrow 3 \text{ molecules } CO_2 + 4 \text{ molecules } H_2O$$

وتحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية عدد المولات أيضًا.

$$1 \text{ mol } C_3H_8 + 5 \text{ mol } O_2 \rightarrow 3 \text{ mol } CO_2 + 4 \text{ mol } H_2O$$

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.

$$\text{مولات المواد الناتجة أو المتفاعلة} \times \frac{\text{الكتلة المولية للمادة المتفاعلة أو الناتجة}}{1 \text{ مول مادة متفاعلة أو ناتجة}} = \text{جرامات المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة.}$$

حساب كتلة C_3H_8 المتفاعلة.

$$1 \text{ mol C H} \times \frac{44.09 \text{ g C H}}{1 \text{ mol C H}} = 44.09 \text{ g C H}$$

حساب كتلة O_2 المتفاعلة.

$$5 \text{ mol O} \times \frac{32.00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 160.0 \text{ g O}$$

حساب كتلة CO_2 الناتجة

$$3 \text{ mol CO} \times \frac{44.01 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 132.0 \text{ g CO}$$

حساب كتلة H_2O الناتجة

$$4 \text{ mol H O} \times \frac{18.02 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 72.08 \text{ g H}$$

اجمع كتل المواد المتفاعلة

$$44.09 \text{ g C H} + 160.0 \text{ g O} = 204.1 \text{ g}$$

اجمع كتل المواد الناتجة

$$132.0 \text{ g CO} + 72.08 \text{ g H O} = 204.1 \text{ g}$$

تطبيق قانون حفظ الكتلة

مواد ناتجة 204.1 g = مواد متفاعلة 204.1 g

3 تقويم الإجابة

إن مجموع كتل المواد المتفاعلة تساوي مجموع كتل المواد الناتجة، كما هو متوقع من قانون حفظ الكتلة.

a. جسيمات: 1 جزيء نيتروجين + 3 جزيئات هيدروجين ← 2 جزيء أمونيا. مولات: 1 مول N_2 + 3 مول H_2 ← 2 مول NH_3. كتلة: 28.02 جم N_2 + 6.06 جم H_2 ← 34.08 جم NH_3. (مجموع كتل المتفاعلات = 34.08 جم، مجموع كتل النواتج = 34.08 جم).

b. جسيمات: 1 وحدة صيغة HCl + 1 وحدة صيغة KOH ← 1 وحدة صيغة KCl + 1 جزيء H_2O. مولات: 1 مول HCl + 1 مول KOH ← 1 مول KCl + 1 مول H_2O. كتلة: 36.46 جم HCl + 56.11 جم KOH ← 74.55 جم KCl + 18.02 جم H_2O. (مجموع كتل المتفاعلات = 92.57 جم، مجموع كتل النواتج = 92.57 جم). الكتلة محفوظة.

مسائل تدريبية

30. فسر المعادلات الكيميائية الموزونة الآتية من حيث عدد الجسيمات و المولات والكتلة، آخذًا بعين الاعتبار قانون حفظ الكتلة:

a. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$

b. $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

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

31. **تحفيز** زن المعادلات الكيميائية الآتية، ثم فسرها من حيث عدد الجسيمات الممثلة والمولات والكتلة آخذًا بعين الاعتبار قانون حفظ الكتلة:

a. $___Na_{(s)} + ___H_2O_{(l)} \rightarrow ___NaOH_{(aq)} + ___H_{2(g)}$

b. $___Zn_{(s)} + ___HNO_{3(aq)} \rightarrow ___Zn(NO_3)_{2(aq)} + ___N_2O_{(g)} + ___H_2O_{(l)}$

c. جسيمات: 2 ذرة ماغنسيوم + 1 جزيء أكسجين ← 2 وحدة صيغة MgO. مولات: 2 مول Mg + 1 مول O_2 ← 2 مول MgO. كتلة: 48.62 جم Mg + 32.00 جم O_2 ← 80.62 جم MgO. (مجموع كتل المتفاعلات = 80.62 جم، مجموع كتل النواتج = 80.62 جم). الكتلة محفوظة.

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 النسب المولية. **والنسبة المولية** نسبة بين أعداد المولات لأي مادتين في المعادلة الكيميائية الموزونة. فعلى سبيل المثال، يوضح تفاعل **الشكل 9-5** 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 الأخريين في المعادلة. ولذلك تربط إحدى النسب المولية بين مولات البوتاسيوم ومولات البروم المتفاعلة. في حين تربط النسبة الأخرى مولات البوتاسيوم المتفاعلة مع مولات بروميد البوتاسيوم الناتجة.

$$\frac{2\ mol\ K}{2\ mol\ KBr} \text{ و } \frac{2\ mol\ K}{1\ mol\ Br_2}$$

تُظهر النسبتان الآتيتان 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؛ إذ تشكل كل مادة من المواد الثلاث في المعادلة نسبة مع المادتين الأخريين.

ماذا قرأت؟ **حدّد** المصدر الذي تُشتق منه النسب المولية للتفاعل الكيميائي.

تشتق النسب المولية من المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة.

a. المعادلة الموزونة: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$. جسيمات: 1 جزيء نيتروجين + 3 جزيئات هيدروجين ← 2 جزيء أمونيا. مولات: 1 مول N_2 + 3 مول H_2 ← 2 مول NH_3. كتلة: 28.02 جم N_2 + 6.06 جم H_2 ← 34.08 جم NH_3. (مجموع كتل المتفاعلات = 34.08 جم، مجموع كتل النواتج = 34.08 جم). الكتلة محفوظة.

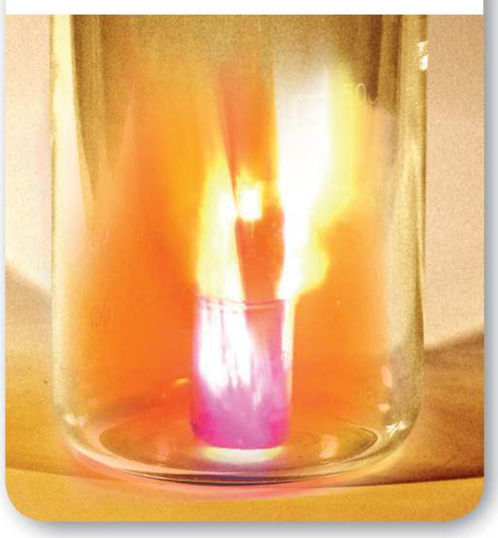
تجربة عملية

تحديد نسب التفاعل

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

b. المعادلة الموزونة: $4Zn(s) + 10HNO_3(aq) \rightarrow 4Zn(NO_3)_2(aq) + N_2O(g) + 5H_2O(l)$. التفسير بالمولات: 4 مول خارصين + 10 مول حمض نيتريك ← 4 مول نترات الخارصين + 1 مول أكسيد ثنائي النيتروجين + 5 مول ماء. وبتطبيق قانون حفظ الكتلة، فإن مجموع كتل المتفاعلات (891.72 جم) يساوي مجموع كتل النواتج (891.72 جم).

الشكل 9-5 يتفاعل فلز البوتاسيوم وسائل البروم بشدة لتكوين المركب الأيوني بروميد البوتاسيوم.



a. المعادلة الموزونة: $2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$. جسيمات: 2 ذرة صوديوم + 2 جزيء ماء ← 2 وحدة صيغة NaOH + 1 جزيء هيدروجين. مولات: 2 مول Na + 2 مول H_2O ← 2 مول NaOH + 1 مول H_2. كتلة: 45.98 جم Na + 36.04 جم H_2O ← 80.00 جم NaOH + 2.02 جم H_2. (مجموع الكتل = 82.02 جم). الكتلة محفوظة.

a. 4mol Al/3mol O_2, 3mol O_2/4mol Al, 4mol Al/2mol Al_2O_3, 2mol Al_2O_3/4mol Al, 3mol O_2/2mol Al_2O_3 2mol Al_2O_3/3mol O_2

b. 3mol Fe/4mol H_2O, 4mol H_2O/3mol Fe, 3mol Fe/1mol Fe_3O_4, 1mol Fe_3O_4/3mol Fe, 3mol Fe/4mol H_2, 4mol H_2/3mol Fe, 4mol H_2O/1mol Fe_3O_4, 1mol Fe_3O_4/4mol H_2O, 4mol H_2O/4mol H_2, 4mol H_2/4mol H_2O, 1mol Fe_3O_4/4mol H_2 4mol H_2/1mol Fe_3O_4

c. 2mol HgO/2mol Hg, 2mol Hg/2mol HgO, 2mol HgO/1mol O_2 1mol O_2/2mol HgO, 2mol Hg/1mol O_2, 1mol O_2/2mol Hg

مسائل تدريبية

32. 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. $2HgO_{(s)} \rightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$

33. **تحفيز** زن المعادلات الآتية، ثم حدد النسب المولية الممكنة:

a. $ZnO_{(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

b. $C_4H_{10(g)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

a. المعادلة الموزونة: $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$. النسب المولية (12 نسبة): 1mol ZnO/2mol HCl, 2mol HCl/1mol ZnO, 1mol ZnO/1mol $ZnCl_2$, 1mol $ZnCl_2$/1mol ZnO, 1mol ZnO/1mol H_2O, 1mol H_2O/1mol ZnO, 2mol HCl/1mol $ZnCl_2$, 1mol $ZnCl_2$/2mol HCl, 2mol HCl/1mol H_2O, 1mol H_2O/2mol HCl, 1mol $ZnCl_2$/1mol H_2O, 1mol H_2O/1mol $ZnCl_2$

b. المعادلة الموزونة: $C_5H_{10} + 15O_2 \rightarrow 10CO_2 + 10H_2O$. النسب المولية (12 نسبة): 2mol C_5H_{10}/15mol O_2, 15mol O_2/2mol C_5H_{10}, 2mol C_5H_{10}/10mol CO_2, 10mol CO_2/2mol C_5H_{10}, 2mol C_5H_{10}/10mol H_2O, 10mol H_2O/2mol C_5H_{10}, 15mol O_2/10mol CO_2, 10mol CO_2/15mol O_2, 15mol O_2/10mol H_2O, 10mol H_2O/15mol O_2, 10mol CO_2/10mol H_2O, 10mol H_2O/10mol CO_2

c. 2mol HgO/2mol Hg, 2mol Hg/2mol HgO, 2mol HgO/1mol O_2 1mol O_2/2mol HgO, 2mol Hg/1mol O_2, 1mol O_2/2mol Hg

34. طبقًا لقانون حفظ الكتلة، فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة يساوي مجموع كتل المواد الناتجة.

لاحظ أنّ عدد النسب المولية التي يمكن كتابتها لتفاعل يحوي (n) من المواد هي $n(n-1)$. لذا، فالتفاعلات التي فيها 4، 5 مواد يمكن كتابة 12 و 20 نسبة مولية منها على التوالي.

التفاعل الذي فيه 4 مواد: $4(4-1) = 12$

التفاعل الذي فيه 5 مواد: $5(5-1) = 20$

35. يمكن كتابة 6 نسب مولية، حيث إن لكل زوج من المواد نسبتين موليتين، وهناك 3 أزواج ممكنة من المواد الثلاث. $3 \times 2 = 6$.

التقويم 3-5

الخلاصة

- **تُفسَّر** المعادلة الكيميائية الموزونة على أساس المولات والكتلة والجسيمات الممثلة (ذرات، جزيئات، وحدات صيغ كيميائية).
- **يطبق** قانون حفظ 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، لعدد مولات مادة أخرى متفاعلة أو ناتجة في التفاعل الكيميائي.

36. يمكن تفسير المعادلة الموزونة بدلالة عدد الجسيمات (ذرات، جزيئات)، وبدلالة عدد المولات، وبدلالة الكتلة.

34. الفكرة الرئيسة **قارن** بين كتل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في التفاعل الكيميائي، ووضح العلاقة بين هذه الكتل.

35. **حدّد** عدد النسب المولية التي يمكن كتابتها لتفاعل كيميائي يوجد فيه ثلاث مواد.

36. **صنّف** طرائق تفسير المعادلة الكيميائية الموزونة.

37. **طبق** المعادلة العامة لتفاعل كيميائي:

$$xA + yB \rightarrow zAB$$

حيث يمثل A وB عنصرين، وتمثل x وy وz المعاملات . حدد النسب المولية لهذا التفاعل.

38. **طبق** يتفكك فوق أكسيد الهيدروجين لينتج الماء والأكسجين. اكتب معادلة كيميائية موزونة لهذا التفاعل، ثم حدد النسب المولية.

39. **نمذج** اكتب النسب المولية لتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز 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.

37. النسب المولية هي: x mol A/y mol B, y mol B/x mol A, x mol A/z mol AB, z mol AB/x mol A, y mol B/z mol AB, z mol AB/y mol B

38. المعادلة الموزونة: $2H_2O_2(aq) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$. النسب المولية هي: 2mol H_2O_2/2mol H_2O, 2mol H_2O/2mol H_2O_2, 2mol H_2O_2/1mol O_2, 1mol O_2/2mol H_2O_2, 2mol H_2O/1mol O_2, 1mol O_2/2mol H_2O

39. المعادلة الصحيحة هي $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$. النسب المولية هي: 2mol H_2/1mol O_2, 1mol O_2/2mol H_2, 2mol H_2/2mol H_2O, 2mol H_2O/2mol H_2, 1mol O_2/2mol H_2O, 2mol H_2O/1mol O_2. يتفاعل 6 جزيئات H_2 مع 3 جزيئات O_2 لتكوين 6 جزيئات H_2O.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–4

الأهداف

- **تكتب** الخطوات المتتالية المستخدمة في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
- **تحل** مسائل الحسابات الكيميائية.

مراجعة المفردات

التفاعل الكيميائي: العملية التي يُعاد فيها ترتيب ذرات مادة أو أكثر لإنتاج مواد جديدة مختلفة.

حسابات المعادلات الكيميائية

Stoichiometric Calculations

الفكرة الرئيسة **يتطلب حل مسألة الحسابات الكيميائية كتابة معادلة كيميائية موزونة.**

الربط مع الحياة تتطلب عملية الخبز مقادير دقيقة. لذا من الضروري اتباع وصفة معينة عند خبز الكعك. ماذا تفعل إذا أردت صنع كمية من الكعك أكبر مما تحدده الوصفة؟

استخدام الحسابات الكيميائية Using Stoichiometry

ما الخطوات اللازمة لإجراء الحسابات الكيميائية؟ تبدأ الحسابات الكيميائية جميعها بمعادلة كيميائية موزونة. وكذلك نحتاج إلى النسب المولية المشتقة من المعادلة الكيميائية الموزونة بالإضافة إلى عوامل تحويل الكتلة–المول.

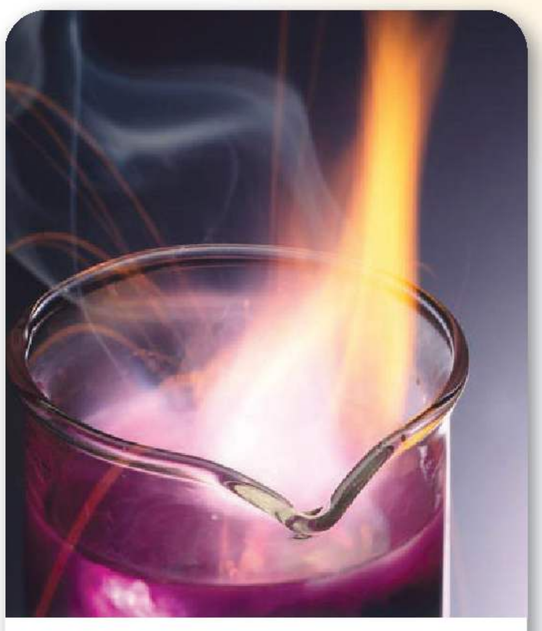
الحسابات الكيميائية: حساب المولات يتفاعل البوتاسيوم مع الماء بشدة، كما في **الشكل 10-5**، ويُمثَّل التفاعل بالمعادلة الآتية:

$$2K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

تبين المعادلة أن مولين من البوتاسيوم ينتجان مولاً من الهيدروجين. ولكن كم ينتج من الهيدروجين إذا تفاعل 0.0400 mol من البوتاسيوم فقط؟ للإجابة عن هذا السؤال حدّد المادة المعطاة والمادة التي تحتاج إلى معرفتها. فمقدار المادة المعطاة هو 0.0400 mol من البوتاسيوم، والمطلوب حسابه هو عدد مولات الهيدروجين . ولأن كمية المادة المعروفة معطاة بالمول، لذا يجب تحديد المادة المطلوب حسابها بالمول أيضًا، ولذلك تتطلب هذه المسألة عامل تحويل مول مول.

ولحل المسألة عليك معرفة العلاقة التي تربط عدد مولات الهيدروجين مع عدد 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 تختار؟

كما يظهر في الصفحة الآتية فإن النسبة المولية الصحيحة هي: 1 mol من H_2 إلى 2 mol من K، ويظهر الشكل أيضًا عدد مولات المادة المجهولة في البسط، وعدد مولات المادة المعروفة في المقام. وباستخدام هذه النسبة نُحول عدد مولات البوتاسيوم إلى عدد مولات الهيدروجين.



الشكل 10-5 يتفاعل فلز البوتاسيوم بشدة مع الماء مطلِقًا كمية كبيرة من الحرارة كافية لإشعال غاز الهيدروجين الناتج واحتراقه.

$$\text{عدد مولات المادة المجهولة} = \frac{\text{عدد مولات المادة المجهولة في المعادلة}}{\text{عدد مولات المادة المعروفة في المعادلة}} \times \text{عدد مولات المادة المعروفة}$$

$$0.0400 \ \cancel{\text{mol K}} \times \frac{1 \text{ mol H}}{2 \ \cancel{\text{mol K}}} = 0.0200 \text{ mol H}$$

والأمثلة الآتية توضح خطوات الحسابات الكيميائية الضرورية للتحويل من مول إلى مول، ومن مول إلى كتلة، ومن كتلة إلى كتلة. كما يوضح الشكل الآتي استراتيجية حل المشكلة.

استراتيجية حل المسألة

إتقان الحسابات الكيميائية

يوضح المخطط الآتي الخطوات المستخدمة لحل مسائل الحسابات الكيميائية عند التحويل 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.

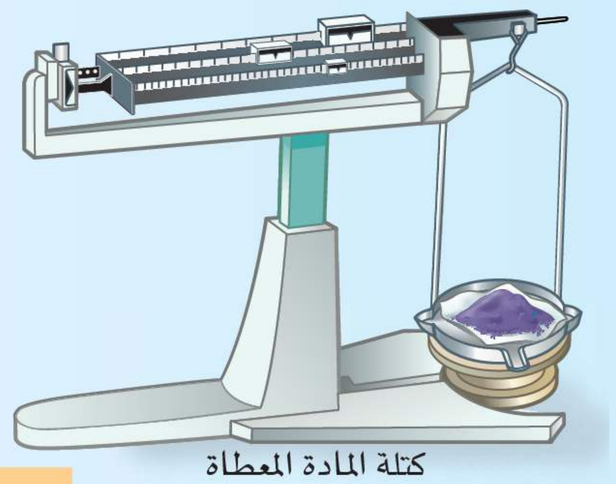
   إذا كانت الكمية mol فابدأ حساباتك بالخطوة رقم 3.
3. تعتمد نهاية الحسابات على الوحدة المراد استخدامها للمادة المطلوب معرفة كميتها.

   فإذا كان المطلوب بالمولات فتوقف بعد الخطوة رقم 3.

   وإذا كان المطلوب بالجرامات فتوقف بعد إكمال الخطوة رقم 4.

تطبيق الاستراتيجية

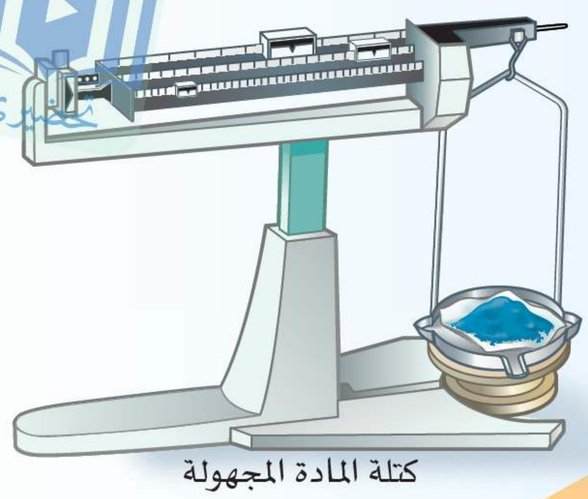
طبق استراتيجية حل المسائل على الأمثلة 7-5 ، 8-5 ، 9-5.



كتلة المادة المعطاة

الخطوة 1

ابدأ بمعادلة موزونة، وعبِّر عن المعادلة باستخدام المولات.



كتلة المادة المجهولة

لا يوجد تحويل مباشر

الخطوة 2

حول جرامات المادة المعلومة إلى مولات. واستخدم مقلوب الكتلة المولية معاملًا للتحويل.

$\frac{1 \text{ mol}}{\text{الكتلة (g)}}$

الخطوة 4

حول مولات المادة المجهولة إلى جرامات المادة المعلومة باستخدام الكتلة المولية بوصفها معامل تحويل.

$\frac{\text{الكتلة (g)}}{1 \text{ mol}}$

$\frac{\text{عدد مولات المجهول}}{\text{عدد المولات المعطاة}}$

الخطوة 3

حوِّل مولات المادة المعلومة لمولات المادة المجهولة. واستخدم النسبة المولية المناسبة من المعادلة الكيميائية الموزونة بوصفها معامل تحويل.

عدد مولات المادة المعطاة

عدد مولات المادة المجهولة

مثال 7-5

حسابات المولات من سلبيات احتراق غاز البروبان C_3H_8 إنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون CO_2، مما يزيد من تركيزه في الغلاف الجوي. ما عدد مولات CO_2 التي تنتج عن احتراق 10 mol من C_3H_8 في كمية وافرة من الأكسجين؟

1 تحليل المسألة

أنت تعرف عـــدد مولات المادة المتفاعلة C_3H_8، والمطلـــوب إيجاد عدد مولات المادة الناتجة مـــن CO_2. لذا اكتب معادلة التفاعل الموزونة أولاً، ثم حول مولات البروبان إلى مولات ثاني أكسيد الكربون باستعمال النسبة المولية المناسبة.

المعطيات

$\text{mol } C_3H_8 = 10 \text{ mol}$

المطلوب

$\text{mol } CO_2 = ?$

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.

$$\underset{10.0 \text{ mol}}{C_3H_{8(g)}} + 5O_{2(g)} \rightarrow \underset{? \text{ mol}}{3CO_{2(g)}} + 4H_2O_{(g)}$$

$$\text{النسبة المولية} = \frac{3 \text{ mol } CO_2}{\text{mol } C_3H_8}$$

$$10.0 \cancel{\text{ mol } C_3H_8} \times \frac{3 \text{ mol } CO_2}{\cancel{1 \text{ mol } C_3H_8}} = 30.0 \text{ mol } CO_2$$

لذا يُنتج احتراق 10 mol من غاز البروبان 30 mol من CO_2.

3 تقويم الإجابة

توضـــح المعادلة الكيميائية أن 1 mol من C_3H_8 أنتج 3 mol من CO_2، لذا 10 mol من C_3H_8 تنتج كمية أكبر من ثلاث مرات (يعني 30.0 mol) من مولات CO_2.

مسائل تدريبية

40. يتفاعل غاز الميثان مع الكبريت منتجًا ثاني كبريتيد الكربون CS_2، وهو سائل يستخدم غالبًا في صناعة السلوفان.

$$___CH_{4(g)} + ___S_{8(s)} \rightarrow ___CS_{2(l)} + ___H_2S_{(g)}$$

a. اكتب معادلة التفاعل الموزونة. **a. $2CH_4(g) + S_8(s) \rightarrow 2CS_2(l) + 4H_2S(g)$**

b. احسب عدد مولات CS_2 الناتجة عن تفاعل 1.5 mol من S_8. **b. 3.0 mol CS_2**

c. ما عدد مولات H_2S الناتجة عن تفاعل 1.5 mol من S_8؟ **c. 6.0 mol H_2S**

41. تحفيز يتكون حمض الكبريتيك من تفاعل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 مع الأكسجين والماء.

a. اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل. **a. $2SO_2(g) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 2H_2SO_4(aq)$**

b. ما عدد مولات H_2SO_4 الناتجة عن تفاعل 12.5 mol من SO_2؟ **b. 12.5 mol H_2SO_4**

c. ما عدد مولات O_2 اللازمة لتفاعل 12.5 mol من SO_2؟ **c. 6.25 mol O_2**

الحسابات الكيميائية: تحويل المول إلى كتلة والآن، افترض أنك تعرف عدد مولات إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة، وأنك ترغب في حساب كتلة مادة متفاعلة أو ناتجة أخرى. فيما يأتي مثال على التحويل من مول إلى كتلة.

مثال 8-5

حسابات المول - الكتلة احسب كتلة كلوريد الصوديوم NaCl المعروف بملح الطعام، الناتجة عن تفاعل 1.25 mol من غاز الكلور Cl_2 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

عدد مولات الكلور = 1.25 mol

المطلوب

كتلة كلوريد الصوديوم (g) = ؟

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة التفاعل الموزونة وحدد القيم المعروفة وغير المعروفة.

$$\underset{2Na(s)}{} + \underset{1.25\ mol}{Cl_2(g)} \rightarrow \underset{?\ g}{2NaCl(s)}$$

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 لـ NaCl لحساب كتلة NaCl بالجرام (g)

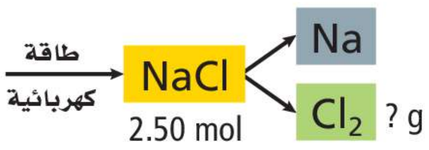
$$2.50\ \cancel{mol\ NaCl} \times \frac{58.44\ g\ NaCl}{1\ \cancel{mol\ NaCl}} = 146\ g\ NaCl$$

3 تقويم الإجابة

للتأكد من صحة كتلة NaCl المحسوبة، اعكس الحسابات، واقسم كتلة NaCl على الكتلة المولية لـ NaCl، ثم قسم الناتج على 2 لتحصل على عدد مولات Cl_2 المعطاة في السؤال. **g Cl_2 88.6 .42**

مسائل تدريبية

42. يتفكك كلوريد الصوديوم إلى عناصره الأساسية الكلور والصوديوم بتمرير تيار كهربائي في محلوله. فما كمية غاز الكلور، بالجرامات، التي نحصل عليها من العملية الموضحة بالمخطط على اليسار؟



43. **تحفيز،** 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: $TiO_{2(s)} + C_{(s)} + 2Cl_{2(g)} \rightarrow TiCl_{4(s)} + CO_{2(g)}$

a. ما كتلة غاز Cl_2 اللازمة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2؟ **a. 177 g Cl_2**

b. ما كتلة C اللازمة للتفاعل مع 1.25 mol من TiO_2؟ **b. 15.0 g C**

c. ما كتلة المواد الناتجة جميعها من تفاعل 1.25 mol من TiO_2؟ **c. 237 g من $TiCl_4$ و 55.0 g من CO_2**

الحسابات الكيميائية : حساب الكتل إذا كنت تستعد لإجراء تفاعل كيميائي في المختبر فسوف تحتاج إلى معرفة كمية كل من المواد المتفاعلة التي ستستخدمها في إنتاج الكتل المطلوبة من النواتج. يوضح **المثال 9-5** كيف تستطيع استخدام كتلة محددة من مادة معروفة، والمعادلة الكيميائية الموزونة، والنسب المولية من المعادلة لإيجاد كتلة المادة المجهولة.

مثال 9-5

حساب الكتل عندما تتحلل نترات الأمونيوم NH_4NO_3، والتي تعد أحد أهم الأسمدة، ينتج غاز أكسيد ثنائي النيتروجين (أكسيد النيتروز) والماء. حدد كتلة H_2O الناتجة عن تحلل 25.0 g من نترات الأمونيوم الصلبة NH_4NO_3.

1 تحليل المسألة

اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة، ثم استخدام النسب المولية لإيجاد عدد مولات المواد الناتجة. وأخيرًا استخدم الكتلة المولية لتحويل عدد مولات المواد الناتجة إلى كتلة بالجرامات.

المعطيات

كتلة نترات الأمونيوم NH_4NO_3 = 25.0 g

المطلوب

كتلة الماء H_2O = ؟؟

2 حساب المطلوب

اكتب المعادلة الموزونة وحدد قيم المواد المعروفة والمواد المطلوبة.

$$25.0\ g \qquad ?\ g$$

$$NH_4NO_{3(s)} \rightarrow N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

احسب عدد مولات NH_4NO_3 بالضرب في مقلوب الكتلة المولية

$$25.0\ \cancel{g\ NH_4NO_3} \times \frac{1\ mol\ NH_4NO_3}{80.04\ \cancel{g\ NH_4NO_3}} = 0.312\ mol\ NH_4NO_3$$

احسب عدد مولات الماء بضرب عدد مولات نترات الأمونيوم في النسبة المولية.

النسبة المولية : $\frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ NH_4NO_3}$

$$0.312\ \cancel{mol\ NH_4NO_3} \times \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ NH_4NO_3}} = 0.624\ mol\ H_2O$$

احسب عدد جرامات H_2O بالضرب في الكتلة المولية.

$$0.624\ \cancel{mol\ H_2O} \times \frac{18.02\ g\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ H_2O}} = 11.2\ g\ H_2O$$

3 تقويم الإجابة

لمعرفة ما إذا كانت كتلة الماء المحسوبة صحيحة أم لا، قم بإجراء الحسابات بطريقة معكوسة.

مسائل تدريبية

44. أحد التفاعلات المستخدمة في نفخ وسادة السلامة الهوائية الموجودة في مقود السيارة هو أزيد الصوديوم NaN_3 وفقًا للمعادلة: $2NaN_{3(s)} \rightarrow 2Na_{(s)} + 3N_{2(g)}$

احسب كتلة N_2 الناتجة عن تحلل NaN_3، كما يظهر في الرسم المجاور.

45. تحفيز 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 SO_2 مع الأكسجين والماء، فاحسب كتلة H_2SO_4 الناتجة بالجرامات؟

44. g N_2 64.64

45. المعادلة الموزونة: $2SO_2(g) + O_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 2H_2SO_4(aq)$. كتلة H_2SO_4 الناتجة = 15 g.

1. تتصاعد فقاعات غاز ويتكون بخار ماء وتتغير المادة الصلبة من مسحوق ناعم إلى مادة متكتلة.

2. تعتمد الإجابة على نتائج التجربة العملية للطالب.

3. تعتمد الإجابة على نتائج التجربة العملية للطالب. يتم حساب الخطأ بطرح القيمة التجريبية من القيمة النظرية، والنسبة المئوية للخطأ بقسمة الخطأ على القيمة النظرية وضرب الناتج في 100.

تطبيقات على الحسابات الكيميائية

ما كمية كربونات الصوديوم Na_2CO_3 الناتجة عن تحلل صودا الخبز؟

يستخدم صودا الخبز – كربونات الصوديوم الهيدروجينية – في كثير من وصفات الخبز؛ لأنها تسبب انتفاخ العجينة، مما يجعلها خفيفة إسفنجية. وسبب حدوث 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 تعليمات السلامة في المختبر.
2. صمم جدولًا تدون فيه البيانات العملية وملاحظاتك.
3. استخدم الميزان لقياس كتلة جفنة نظيفة وجافة، ثم ضع فيها 3 g تقريبًا من كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$، وقس الكتلة الكلية للجفنة وكربونات الصوديوم الهيدروجينية، وسجل القياسات في الجدول، ثم احسب كتلة $NaHCO_3$.
4. استخدم كتلة $NaHCO_3$ التي حسبتها والمعادلة الكيميائية الموزونة لحساب كتلة Na_2CO_3 التي ستنتج.
5. جهز حاملًا مع حلقة، ومثلثًا من الصلصال لتسخين الجفنة.
6. سخن الجفنة باستخدام موقد بنزن ببطء في البداية، ثم مدة 8 min – 7 بلهب قوي، وسجل ملاحظاتك في أثناء التسخين.
7. أطفئ الموقد واستخدم ملقطًا لرفع الجفنة عن اللهب.

***تحذير:** لا تلمس الجفنة الساخنة.*

8. دع الجفنة تبرد، ثم قس كتلتها وكتلة Na_2CO_3.

تحليل النتائج

1. **صف** ما لاحظته في أثناء تسخين صودا الخبز.
2. **قارن** كتلة Na_2CO_3 التي حسبتها بالكتلة الفعلية التي حصلت عليها من التجربة.
3. **احسب** افترض أن كتلة Na_2CO_3 التي حسبتها في الخطوة رقم 4 هي الكتلة الصحيحة لناتج التفاعل؛ احسب الخطأ ونسبته المئوية في ضوء نتيجة التجربة.
4. **حدد** مصادر الخطأ المحتملة في خطوات العمل التي أدت إلى خطأ الحساب في السؤال رقم 3.

4. من مصادر الخطأ المحتملة: عدم اكتمال التفاعل، فقدان جزء من الناتج عند التعامل معه، عدم دقة الميزان، وجود شوائب في المتفاعلات.

التقويم 5-4

الخلاصة

- **تستخدم** الحسابات الكيميائية لحساب كميات 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.

46. **الفكرة الرئيسة** **فسر** لماذا تستخدم المعادلة الكيميائية الموزونة في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
47. **اذكر** الخطوات الأربع المستخدمة في حل مسائل الحسابات الكيميائية.
48. **طبّق** كيف يمكن حساب كتلة البروم السائل الضرورية للتفاعل كليًّا مع كتلة معروفة من الماغنسيوم.
49. **احسب** كتلة الأمونيا الناتجة عن تفاعل 2.70 g من الهيدروجين مع كمية وافرة من النيتروجين حسب المعادلة: $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$
50. **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.

46. لأنها توفر النسب المولية الصحيحة بين المتفاعلات والنواتج، والتي تعتبر أساس الحسابات الكيميائية.

47. 1. كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة. 2. تحويل كتلة المادة المعلومة إلى مولات. 3. استخدام النسبة المولية لحساب مولات المادة المجهولة. 4. تحويل مولات المادة المجهولة إلى كتلة.

49. 15.2 g NH_3

48. 1. نكتب المعادلة الموزونة: $Mg(s) + Br_2(l) \rightarrow MgBr_2(s)$. 2. نحول كتلة الماغنسيوم المعلومة إلى مولات. 3. نستخدم النسبة المولية (1 mol Mg / 1 mol Br_2) لإيجاد مولات البروم. 4. نحول مولات البروم إلى كتلة بالجرامات.

50. تبدأ الخريطة بـ 'كتلة HCl المعلومة'. سهم يؤدي إلى 'مولات HCl' (بالقسمة على الكتلة المولية لـ HCl). سهم آخر يؤدي إلى 'مولات $CaCl_2$' (بالضرب في النسبة المولية 1 mol $CaCl_2$/2 mol HCl). وأخيرًا سهم يؤدي إلى 'كتلة $CaCl_2$' (بالضرب في الكتلة المولية لـ $CaCl_2$).

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–5

الأهداف

- **تحدد** المادة المحددة للتفاعل في معادلة كيميائية.
- **تعرف** المادة الفائضة، وتحسب كمية المتبقي منها عند انتهاء التفاعل.
- **تحسب** كتلة الناتج عندما تُعطى كتلًا لأكثر من مادة متفاعلة.

مراجعة المفردات

الكتلة المولية: كتلة مول واحد من أي مادة بالجرام.

المفردات الجديدة

المادة المحددة للتفاعل

المواد الفائضة

المادة المحددة للتفاعل

Limiting Reactants

الفكرة الرئيسة **يتوقف التفاعل الكيميائي عندما تُستنفد أيٌّ من المواد المتفاعلة تمامًا.**

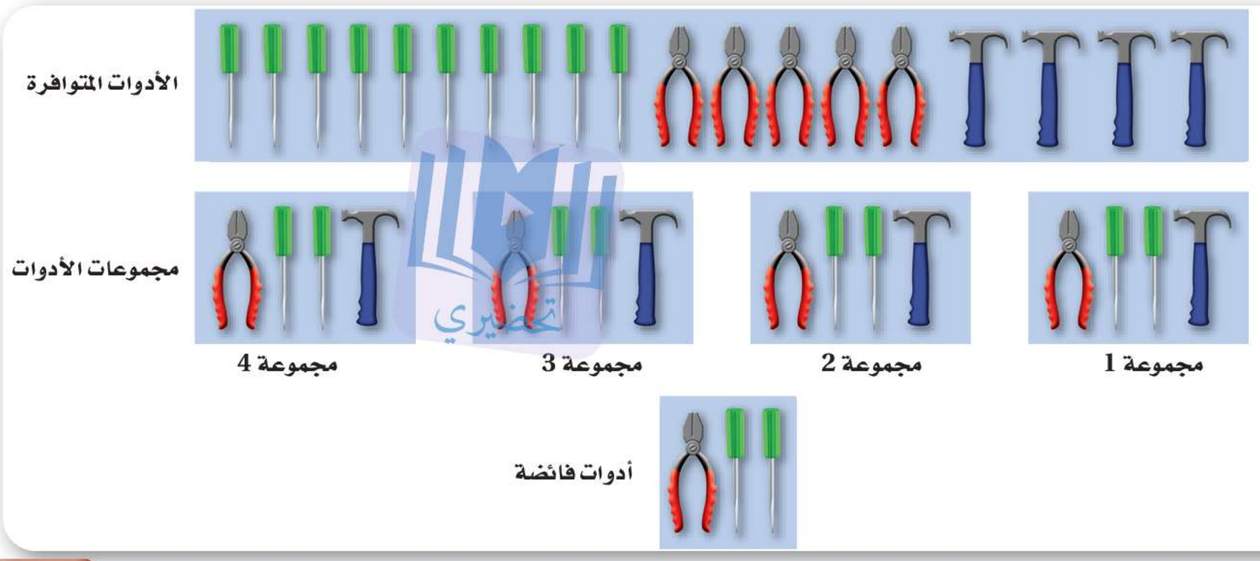
الربط مع الحياة إذا كان عدد الطلاب الراغبين في الجلوس أكبر من عدد المقاعد فإن عددًا من الطلاب سيبقى واقفًا. وهذا الموقف يشبه المواد المتفاعلة؛ إذ لا تشترك المواد الفائضة في التفاعل.

لماذا تتوقف التفاعلات؟ Why do reactions stop?

نادرًا ما توجد المواد المتفاعلة في الطبيعة بالنسب التي تحددها معادلة التفاعل الموزونة. وعادة ما تكون واحدة أو أكثر من المواد فائضة. ويستمر التفاعل إلى أن يتم استنفاد إحدى المواد أو جميعها. وينطبق هذا المبدأ على التفاعلات في المختبر؛ إذ تكون إحدى المواد أو أكثر فائضة، في حين تكون مادة واحدة محددة للتفاعل. لذا فإن كمية المواد الناتجة تعتمد على كمية المادة المحددة للتفاعل.

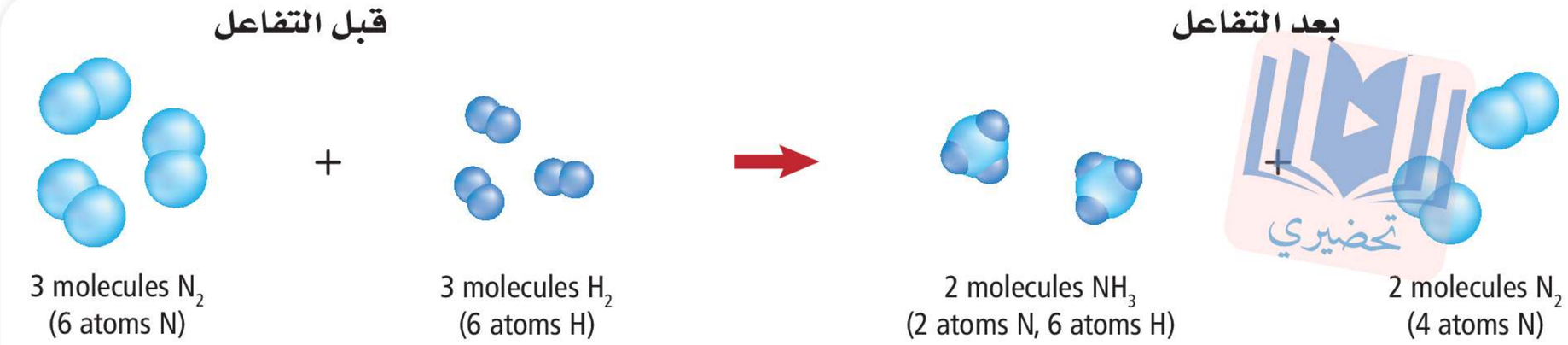
المواد المحددة للتفاعل والمواد الفائضة بالرجوع إلى التجربة الاستهلالية صفحة 161؛ وعند إضافة المزيد من كبريتيد الصوديوم الهيدروجيني إلى المحلول الشفاف الذي تكوَّن لم يُلاحظ أي تغيّر؛ وذلك لعدم وجود برمنجنات بوتاسيوم للتفاعل معه. لذا فإن برمنجنات البوتاسيوم مادة محددة للتفاعل. و**المادة المحددة للتفاعل** هي المادة التي تستهلك كليًا في التفاعل وتحدد كمية المادة الناتجة.

لذلك تبقى كميات من المواد المتفاعلة الأخرى بعد توقف التفاعل بدون استهلاك. وتُسمى هذه المواد المتبقية **المواد الفائضة**. ولمساعدتك على فهم المواد المحددة للتفاعل والفائضة انظر **الشكل 11-5**. يمكننا بناءً على المواد المتوافرة تكوين أربع مجموعات تتألف من كماشة ومطرقة ومفكين. وقد حُدّد عدد المجموعات بناءً على عدد المطارق، لذا تبقى الكماشات والمفكات فائضة.



الشكل 11-5 يجب أن تحتوي كل مجموعة على مطرقة، لذا يمكن تشكيل أربع مجموعات.

فسر كم مطرقة يتطلب إكمال المجموعة الخامسة؟



الشكل 12-5 إذا أمعنت النظر في الذرات الموجودة قبل التفاعل وبعده فستجد أن بعض جزيئات النيتروجين لم تتغير. وتسمى هذه الجزيئات المادة الفائضة.

تعـرُّف المادة المحددة للتفاعل بُنيت الحسـابات التي أجريتها في الأمثلة السابقة على وجود المواد المتفاعلة بالنسـبة التي تحددها معادلة التفاعل الموزونة. وعندما لا تكون الحالة على هذا النحو فإن عليك معرفة المادة المحددة للتفاعل أولاً.

فلننـظر إلى التفاعل في **الشـكل 12-5** الـذي يصف تفاعل ثلاثة جزيـئات من النيتروجين N_2 مع ثلاثة جزيئات من الهيدروجين H_2 لتكوين غاز الأمونيا NH_3؛ إذ تتحلل جزيئات النيتروجين والهيدروجين في بداية التفاعل إلى ذرات منفصلة تتفاعل معًا لتكوين جزيئات الأمونيا، كما هو الحال في مثال الأدوات في **الشكل 11-5**.

ما عدد جزيئات الأمونيا المتكوّنة؟ يمكن تكوين جزيئين من الأمونيا، وذلك بسبب وجود سـتة ذرات هيدروجين، ترتبط كل ثلاث منهـا مع ذرة نيتروجين. ولذا يُعد الهيدروجـين مادة محددة للتفاعل، في حـين يُعد النيتروجين مـادة فائضة. لذا من الـضروري معرفة المادة المحـددة للتفاعل والمادة الفائضـة؛ لأنّ كمية المادة الناتجة تعتمد على ذلك.

ماذا قرأت؟ تلزم 6 جزيئات من الهيدروجين (H_2) للتفاعل مع جزيئي النيتروجين (N_2) الفائضين.

ماذا قـرأت؟ **توسـع** ما عدد جزيئـات الهيدروجين التي تلـزم للتفاعل مع جزيئات النيتروجين الفائضة في **الشكل 12–5**؟

حساب الناتج بناءً على المادة المحددة للتفاعل
Calculating the Product when a Reactant is Limiting

كيف يمكنك حساب كمية الناتج عندما تكون إحدى المواد محددة للتفاعل؟ لنأخذ مثالاً على ذلـك مركب ثنائي كلوريـد ثنائي الكبريت الذي يسـتخدم في صناعة جلفنة المطاط. يظهر **الشكل 13-5** كيف تجعل الفلكنةُ المطاطَ صالحًا للاستعمالات الكثيرة، حيث يُحضّر هذا المركب بتفاعل مصهور الكبريت مع غاز الكلور حسـب المعادلة:

$$S_{8(l)} + 4Cl_{2(g)} \rightarrow 4S_2Cl_{2(l)}$$

مـا مقدار ثنائي كلوريد ثنائـي الكبريت الناتج عن تفاعـل 200.0 g من مصهور الكبريت مع 100.0 g من غاز الكلور؟

حساب المادة المحددة للتفاعل لقد أعطيت كتلتي المادتين المتفاعلتين، لذا عليك أن تحدد أولاً أيهما المادة المحددة للتفاعل؛ لأن التفاعل سيتوقف عندما تستهلك هذه المادة تمامًا.

المطويات

أدخل معلومـات من هذا القسم في مطويتك.

الشكـل 13-5 يكون المطاط الطبيعي لينًا ولزجًا، لذا يعالج بالفلكنة ليصبح أكثر صلابة. ترتبط الجزيئات في أثناء عملية الفلكنة معًا مكونة مادة ناعمة، صلبة، قليلة اللزوجة. لذا تجعل الفلكنة من المطاط الطبيعي مادة مثالية لصناعة بعض الأدوات، ومنها العجلة الظاهرة في الصورة.

مولات المواد المتفاعلة يتطلب تعرّف المادة المحددة للتفاعل إيجاد عدد مولات كل مادة متفاعلة؛ وذلك بتحويل كتل المواد إلى مولات. ويمكنك تحويل كتلة كل من الكلور والكبريت إلى مولات، بضرب كتلة كل مادة في عامل تحويل يساوي معكوس الكتلة المولية لكل منها.

$$100.0\ \cancel{g\ Cl_2} \times \frac{1\ mol\ Cl_2}{70.91\ \cancel{g\ Cl_2}} = 1.410\ mol\ Cl_2$$

$$200.0\ \cancel{g\ S_8} \times \frac{1\ mol\ S_8}{256.5\ \cancel{g\ S_8}} = 0.7797\ mol\ S_8$$

استعمال نسب المولات تتطلب الخطوة الآتية معرفة النسبة المولية الصحيحة التي تربط بين المادتين كما أعطيت في المعادلة الموزونة. تبين معاملات المعادلة الموزونة وجود 4 mol من Cl_2 لكل 1 mol من S_8، أي أن النسبة بينهما (4:1). ويتطلب تحديد النسب الصحيحة المقارنة بين النسبة (4:1) ونسب المولات الفعلية للمواد المتفاعلة. ولإجراء ذلك نقسم عدد مولات الكلور الفعلية على مولات الكبريت الفعلية أيضًا.

$$\frac{1.410\ mol\ Cl_2}{0.7797\ mol\ S_8} = \frac{1.808\ mol\ Cl_2}{1\ mol\ S_8}$$

تظهر الحسابات أن النسبة هي: 1.808 mol من Cl_2 لكل 1mol من S_8 بدلاً من 4 mol من Cl_2 كما تظهر المعادلة. ولذلك يكون الكلور هو المادة المحددة للتفاعل.

حساب كمية الناتج المتكوّن يمكنك بعد حساب مولات المادة المحددة للتفاعل أن تحسب مولات المادة الناتجة عن طريق ضرب مولات المادة المحددة للتفاعل (1.410mol) في نسبة مولات ثنائي كلوريد ثنائي الكبريت، ثم تحويل مولات S_2Cl_2 إلى جرامات، وذلك بضرب عدد المولات في كتلتها المولية كما هو مبين أدناه:

$$1.410\ \cancel{mol\ Cl_2} \times \frac{4\ \cancel{mol\ S_2Cl_2}}{4\ \cancel{mol\ Cl_2}} \times \frac{135.0\ g\ S_2Cl_2}{1\ \cancel{mol\ S_2Cl_2}} = 190.4\ g\ S_2Cl_2$$

وهذا يعني تكوّن 190.4 g من S_2Cl_2 عند تفاعل 1.410 mol من Cl_2 مع كمية فائضة من S_8.

المادة الفائضة بعد أن حددت المادة المحددة للتفاعل وكمية الناتج المتكوّن قد ترغب في معرفة ما حدث للمادة الفائضة، والكمية التي تفاعلت من الكبريت؟

المولات المتفاعلة عليك تحويل المولات إلى كتلة لمعرفة كتلة الكبريت التي تلزم لتتفاعل تمامًا مع 1.410 mol من Cl_2، لذا ابدأ أولاً حساب مولات الكبريت بضرب مولات الكلور بالنسبة المولية لـ S_8 / Cl_2.

$$1.410\ mol\ Cl_2 \times \frac{1\ mol\ S_8}{4\ mol\ Cl_2} = 0.3525\ mol\ S_8$$

الكتلة المتفاعلة لحساب كتلة الكبريت، تضرب 0.3525 mol S_8 في الكتلة المولية لـ S_8

$$0.3525\ mol\ S_8 \times \frac{256.52\ g\ S_8}{1\ mol\ S_8} = 90.423\ g\ S_8$$

الكمية الفائضة يمكن حساب الكمية المتبقية بعد التفاعل من S_8 بطرح كتلة المادة المتفاعلة من كتلة المادة الكلية على النحو الآتي:

الكمية الفائضة = كتلة المادة – الكمية التي تفاعلت

$$200.0\ g\ S_8 - 90.423\ g\ S_8 = 109.57\ g\ S_8$$

تحضيري

مهن في الكيمياء

الصيدلي إن معرفة تركيب الدواء، وكيفية استعماله، والمضاعفات الضارة المحتملة من استعماله تجعل الصيدلي قادرًا على نصح المريض وإرشاده. كما يقوم الصيدلي بمزج المواد الكيميائية لصناعة المساحيق، والأقراص، والدهون والمحاليل.

المفردات

الاستعمال العلمي والاستعمال الشائع.

الناتج

الاستعمال العلمي: مادة جديدة تتكون في أثناء التفاعل الكيميائي. كان الناتج الوحيد عن التفاعل غازًا عديم اللون.

الاستعمال الشائع: شيء ينتج عند قسمة عددين أحدهما على الآخر.

مثال 10-5

المادة المحددة للتفاعل يتفاعل الفوسفور الصلب الأبيض P_4 مع الأكسجين لتكوين مركب صلب يُسمّى عاشر أكسيد رابع الفوسفور P_4O_{10}، ويطلق على هذا المركب أحيانًا اسم خامس أكسيد ثنائي الفوسفور؛ لأن صيغته الأولية هي P_2O_5.

a. احسب كتلة P_4O_{10} الناتجة عن تفاعل 25.0 g من الفوسفور مع 50.0 g من الأكسجين.

b. ما مقدار المادة الفائضة بعد انتهاء التفاعل؟

1 تحليل المسألة بما أن لديك كتلتي المادتين المتفاعلتين لذا يمكنك تعرّف المادة المحددة للتفاعل، ثم حساب كتلة الناتج.

ويمكن معرفة عدد مولات المادة الفائضة بناءً على معرفة مولات المادة المحددة للتفاعل، وحساب عدد مولات المادة الفائضة التي تفاعلت وتحويلها إلى كتلة، ثم طرح هذه الكتلة من الكتلة المتوافرة قبل بدء التفاعل.

المعلوم

كتلة الفوسفور = 25.0 g

كتلة الأكسجين = 50.0 g

المطلوب

كتلة عاشر أكسيد رابع الفوسفور = P_4O_{10} ?g

كتلة المادة الفائضة = ?g

2 حساب المطلوب

حساب المادة المحددة للتفاعل

اكتب المعادلة الموزونة، وحدّد المعطيات والمطلوب

$$\underset{25.0\ g}{P_{4(s)}} + \underset{50.0\ g}{5O_{2(g)}} \rightarrow \underset{?\ g}{P_4O_{10(s)}}$$

احسب عدد مولات المواد المتفاعلة بضرب كتلة كل منها في عامل التحويل الذي يربط عدد المولات مع الكتلة معكوس الكتلة المولية لكل منها.

احسب مولات P_4

$$25.0\ g\ P_4 \times \frac{1\ mol\ P_4}{123.9\ g\ P_4} = 0.202\ mol\ P_4$$

احسب مولات O_2

$$50.0\ g\ O_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{32.00\ g\ O_2} = 1.56\ mol\ O_2$$

احسب النسبة المولية الفعلية لمولات O_2، P_4

احسب نسبة مولات O_2 إلى مولات P_4

$$\frac{1.56\ mol\ O_2}{0.202\ mol\ P_4} = \frac{7.72\ mol\ O_2}{1\ mol\ P_4}$$

حدد النسبة المولية للمواد المتفاعلة من المعادلة الموزونة:

$$\text{النسبة المولية} = \frac{5\ mol\ O_2}{mol\ P_4}$$

وبما أنه يتوافر 7.72 mol من الأكسجين، في حين أن التفاعل يحتاج إلى 5 mol من الأكسجين لتتفاعل مع 1 mol من P_4O_{10}، فالأكسجين هو المادة الفائضة، ويكون P_4 هو المادة المحددة للتفاعل. لذا تستعمل مولات P_4 لحساب مولات P_4O_{10} الناتجة.

اضرب عدد مولات P_4 في النسبة المولية $\frac{P_4O_{10}}{P_4}$

احسب مولات P_4O_{10} الناتجة.

$$0.202\ mol\ P_4 \times \frac{1\ mol\ P_4O_{10}}{1\ mol\ P_4} = 0.202\ mol\ P_4O_{10}$$

ولحساب كتلة P_4O_{10} نضرب مولات P_4O_{10} في عامل التحويل الذي يربط الكتلة بالمولات.

احسب كتلة P_4O_{10} الناتجة.

$$0.202\ \cancel{\text{mol } P_4O_{10}} \times \frac{283.9\ \text{g } P_4O_{10}}{1\ \cancel{\text{mol } P_4O_{10}}} = \mathbf{57.3\ g\ P_4O_{10}}$$

وبما أن O_2 هو المادة الفائضة فإن جزءًا منه فقط يتفاعل. لذا استخدم المادة المحددة للتفاعل P_4 لحساب عدد مولات O_2 الداخل في التفاعل وكتلته.

اضرب عدد مولات المادة المحددة للتفاعل في النسبة المولية لتحديد مولات المادة الفائضة التي تفاعلت والتي بقيت.

$$0.202\ \cancel{\text{mol } P_4} \times \frac{5\ \text{mol } O_2}{1\ \cancel{\text{mol } P_4}} = 1.01\ \text{mol } O_2$$

حوّل مولات O_2 الداخلة في التفاعل إلى كتلة.

اضرب عدد مولات O_2 في الكتلة المولية.

$$1.0\ \cancel{\text{mol } O_2} \times \frac{32.0\text{g } O_2}{1\ \cancel{\text{mol } O_2}} = 32.3\ \text{g } O_2$$

احسب كمية O_2 الفائضة.

$$32.3\ \text{g } O_2 - 50.0\ \text{g } O_2 = \mathbf{17.7\ g\ O_2}$$

3 تقويم الإجابة أعطيت جميع القيم بثلاث أرقام معنوية، وكذلك أُعطيت قيمة P_4O_{10} . وينطبق ذلك على جميع الحسابات والأرقام الداخلة في المسألة. حسبت كتلة الأكسجين الفائضة (17.7g) بطرح رقمين في كل منهما منزلة عشرية واحدة. لذا فإن الكتلة الفائضة من الأكسجين صحيحة؛ لأنها تحتوي على منزلة عشرية واحدة.

مسائل تدريبية

51. يتفاعل الصوديوم مع أكسيد الحديد (III) وفق المعادلة الكيميائية:

$$6Na_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 3Na_2O_{(s)} + 2Fe_{(s)}$$

إذا تفاعل 100 g من Na مع 100.0 g من Fe_2O_3 ، فاحسب كلًّا مما يأتي:

a. المادة المحددة للتفاعل. — **a. المادة المحددة للتفاعل هي أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3).**

b. المادة الفائضة. — **b. المادة الفائضة هي الصوديوم (Na).**

c. كتلة الحديد الناتجة. — **c. 69.94 g من الحديد (Fe).**

d. كتلة المادة الفائضة المتبقية بعد انتهاء التفاعل. — **d. 13.6 g من الصوديوم (Na).**

52. تحفيز يَستعمل تفاعل البناء الضوئي في النباتات ثاني أكسيد الكربون والماء لإنتاج السكر $C_6H_{12}O_6$، وغاز الأكسجين. فإذا توافر لنبتة ما 88.0 g من ثاني أكسيد الكربون، و 64.0 g من الماء للقيام بعملية البناء الضوئي:

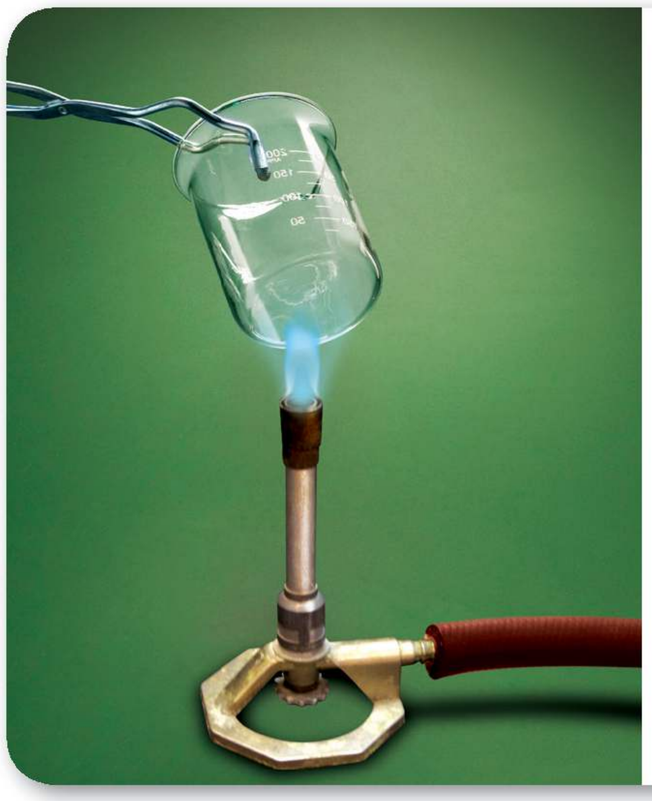
a. فاكتب معادلة التفاعل الموزونة. — **a. $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$**

b. وحدد المادة المحددة للتفاعل. — **b. المادة المحددة للتفاعل هي ثاني أكسيد الكربون (CO_2).**

c. وحدد المادة الفائضة. — **c. المادة الفائضة هي الماء (H_2O).**

d. واحسب كتلة المادة الفائضة. — **d. 27.9 g من الماء (H_2O).**

e. واحسب كتلة السكر الناتج. — **e. 60.0 g من السكر ($C_6H_{12}O_6$).**



الشكل 14-5 عندما لا يتوافر الأكسجين بكميات كافية يشتعل لهب بنزن بلهب أصفر مليء بالسناج، كما يظهر الشكل الأيمن. أما إذا توافرت كميات كافية فيشتعل موقد بنزن بلهب أزرق شديد الحرارة، خالٍ من السناج، كما في الشكل الأيسر.

لماذا نستخدم فائضا من مادة متفاعلة؟

يتوقف كثير من التفاعلات عن الحدوث على الرغم من بقاء جزء من المواد المتفاعلة في خليط التفاعل. وقد يؤدي ذلك إلى هدر المواد الأولية. لذا وجد الكيميائيون أن استعمال مادة واحدة بكميات فائضة ـ وهي عادة المادة الأقل ثمنًا ـ يدفع التفاعل للاستمرار لحين نفاد المادة المحددة للتفاعل تمامًا، كما أن ذلك يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي.

يبين **الشكل 14-5** كيف يؤدي التحكم في المادة المتفاعلة إلى زيادة فاعلية التفاعل. وكما تعلم فإن موقد بنزن يستعمل في المختبرات المدرسية، ويمكن التحكم في كمية الهواء الممزوجة بالغاز عن طريق فتحات الهواء الخاصة بذلك، مما يساعد على تعديل كمية الأكسجين الممزوج بغاز الميثان. وتعتمد فاعلية اللهب على نسبة غاز الأكسجين، فعندما تكون كمية الهواء محدودة يكون اللهب أصفر اللون بسبب عدم احتراق جزء من الغاز، مما يؤدي إلى تراكم السناج (الكربون) على الأدوات الزجاجية، فينتج عن ذلك هدر في استعمال الوقود؛ لأن الطاقة الناتجة أقل من الطاقة التي يمكن الحصول عليها.

وعند توافر الأكسجين بكميات فائضة يحترق المزيج منتجًا لهبًا حارًّا في صورة لهب أزرق باهت، ولكن لا يتكون السناج؛ بسبب احتراق الوقود تمامًا.

الربط مع علم الأحياء يحتاج الجسم إلى الفيتامينات والأملاح المعدنية والعناصر بكميات قليلة للمساعدة على حدوث التفاعلات الأيضية بيسر وسهولة. ويؤدي نقص هذه المواد إلى إعاقات في النمو، وخلل في وظائف خلايا الجسم. فالفوسفور على سبيل المثال ضروري جدًّا لعمل الأجهزة الحيوية، كما توجد مجموعة الفوسفات في المادة الوراثية DNA. ويحتاج الجسم إلى البوتاسيوم ليؤدي كل من الأعصاب وضغط الدم والعضلات عملها بصورة صحيحة. فإذا احتوت الوجبات الغذائية على كميات كبيرة من الصوديوم وكميات أقل من البوتاسيوم فإن ذلك يؤدي إلى ارتفاع ضغط الدم. ولا يستطيع الجسم دون وجود فيتامين B-12 تكوين المادة الوراثية DNA على نحوٍ صحيح، مما يؤثر في إنتاج خلايا كرات الدم الحمراء.

تجربة عملية

ملاحظة المادة المحددة للتفاعل

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

إساءة استخدام العقاقير الطبية

53. يتوقف التفاعل الكيميائي عندما تُستهلك إحدى المواد المتفاعلة بالكامل. تسمى هذه المادة "المادة المحددة للتفاعل" لأنها تحدد كمية الناتج التي يمكن أن تتكون.

التقويم 5-5

الخلاصة

- **المادة** المحددة للتفاعل هي المادة التي تستهلك تمامًا في أثناء التفاعل الكيميائي. أمّا المادة التي لم تستهلك جميعها وتبقى بعد انتهاء التفاعل فتسمى المادة الفائضة.
- **ينبغي** لتحديد المادة المحددة للتفاعل مقارنة النسبة المولية الفعلية للمواد المتفاعلة المتوافرة بالنسبة المولية لمعاملات المعادلة الموزونة.
- **تعتمد** الحسابات الكيميائية على المادة المحددة للتفاعل.

53. **الفكرة الرئيسة** **صف** لماذا يتوقف التفاعل بين مادتين؟

54. **حدِّد** المادة المحددة للتفاعل والمادة الفائضة في كل من التفاعلات الآتية:

a. المادة المحددة: الحطب، المادة الفائضة: الأكسجين.

a. احتراق الخشب.

b. المادة المحددة: الكبريت، المادة الفائضة: الفضة (من الملعقة).

b. تفاعل كبريت الهواء مع ملعقة من الفضة لتكوين كبريتيد الفضة.

c. المادة المحددة: صودا الخبز، المادة الفائضة: مكونات العجين الأخرى.

c. تحلّل صودا الخبز في العجين لإنتاج ثاني أكسيد الكربون.

55. **حلِّل** يستخدم ثالث كبريتيد رابع الفوسفور P_4S_3 في صناعة بعض أنواع أعواد الثقاب. ويحضر هذا المركب بالتفاعل.

$$8P_4 + 3S_8 \longrightarrow 8P_4S_3$$

حدّد أي الجمل الآتية غير صحيحة، وأعد كتابتها لتصبح صحيحة:

a. يتفاعل 4 mol من P_4 مع 1.5 mol من S_8 لتكوين 4 mol من P_4S_3

b. عند تفاعل 4 mol من P_4 مع 4mol من S_8 يكون الكبريت هو المادة المحددة للتفاعل.

c. يتفاعل 6 mol من P_4 مع 6 mol من S_8 لتكوين 1320 g من P_4S_3

55. الجملة (b) غير صحيحة. التصويب: عند تفاعل 4 مول من P_4 مع 4 مول من S_8، تكون المادة المحددة للتفاعل هي الفوسفور (P_4)؛ لأن الكمية المتوافرة من الفوسفور تتطلب 1.5 مول فقط من S_8، وبالتالي يكون الكبريت (S_8) هو المادة الفائضة.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

5–6

الأهداف

- **تحسب** المردود النظري للتفاعل الكيميائي من البيانات.
- **تحدد** المردود المئوي للتفاعل الكيميائي.

مراجعة المفردات

عملية: سلسلة من الأفعال أو الأعمال.

المفردات الجديدة

المردود النظري

المردود الفعلي

نسبة المردود المئوية

نسبة المردود المئوية Percent Yield

الفكرة الرئيسة **نسبة المردود المئوية قياس لفاعلية التفاعل الكيميائي.**

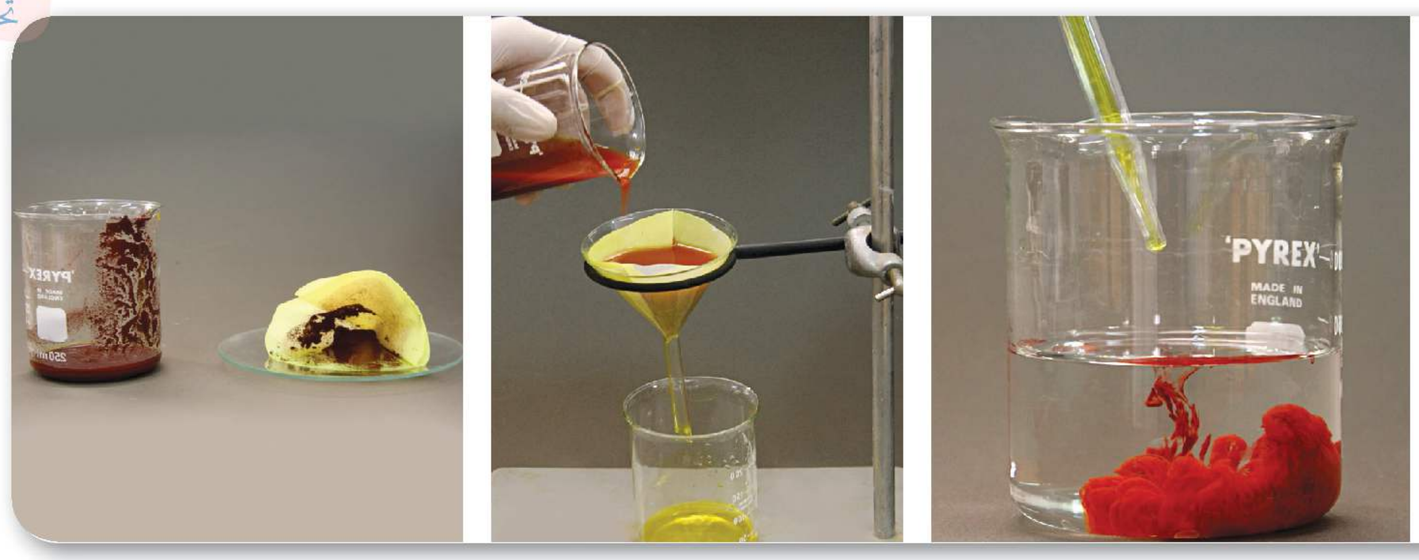
الربط مع الحياة افترض أنك تتدرب على الرماية الحرة في كرة السلة، وعليك القيام بمائة رمية. من الناحية النظرية يمكنك تحقيق مائة هدف، ولكن فعليًّا قد لا تحقق هدفًا في كل رمية. للتفاعلات الكيميائية أيضا نواتج نظرية وأخرى فعلية.

ما مقدار المادة الناتجة؟ How much product ?

في أثناء حل مسائل هذا الفصل، لا بد أنك قد استنتجت أن التفاعل الكيميائي يجرى في المختبر بناء على معادلة كيميائية موزونة، وتنتج عنه كمية من الناتج يتم حسابها مسبقًا. ولكن ذلك غير صحيح، فكما أنه ليس من المحتمل أن تدخل كرة السلة الهدف 100 مرة من خلال 100 رمية خلال التدريب، كذلك لا تنتج معظم التفاعلات كمية الناتج المتوقعة. ولأسباب متعددة تتوقف التفاعلات قبل الاكتمال، ولا تنتج كميات النواتج المتوقعة منها. فقد تلتصق المواد المتفاعلة والناتجة- في الحالة السائلة -على سطوح الأوعية أو تتبخر، وفي بعض الحالات قد تنتج مواد أخرى غير متوقعة بسبب تفاعلات التنافس التي تقلل من كمية الناتج المرغوب فيه، أو كما يوضح **الشكل 15-5** قد تُترك بعض كميات المواد الصلبة جانبًا على ورقة الترشيح أو تُفقد بسبب عملية التنقية. ونتيجة هذه المشاكل فإن الكيميائيين بحاجة إلى معرفة كيفية تحديد كمية الناتج في التفاعل الكيميائي.

المردود النظري والمردود الفعلي في كثير من الحسابات السابقة، قمت بحساب كمية الناتج من كمية مادة متفاعلة معطاة. وتسمى كمية الناتج المحسوبة هذه المردود النظري للتفاعل. **المردود النظري** أكبر كمية من الناتج يمكن الحصول عليها من كمية المادة المتفاعلة المعطاة.

نادرًا ما ينتج عن التفاعل الكيميائي مردود فعلي مطابق للمردود النظري المتوقع. يحدد الكيميائي المردود الفعلي للتفاعل من خلال تجربة دقيقة يحسب من خلالها كتلة المادة الناتجة . لذا **فالمردود الفعلي** هو كمية المادة الناتجة عند إجراء التفاعل الكيميائي عمليًّا.



الشكل 15-5 تتشكل كرومات الفضة عند إضافة كرومات البوتاسيوم إلى نترات الفضة. لاحظ أن بعضًا من المادة المترسبة قد ترك جانبًا على ورقة الترشيح، كما أن كمية أخرى منها تفقد لأنها قد تعلق على جوانب الإناء.

نسبة المردود المئوية يحتاج الكيميائيون إلى معرفة فاعلية التفاعل في إنتاج النواتج المرغوب فيها. ومن طرائق قياس فاعلية التفاعل حساب نسبة المردود المئوية. لذا فإنّ **نسبة المرود المئوية** للنواتج هي نسبة المردود الفعلي إلى المردود النظري في صوره نسبة مئوية.

نسبة المردود المئوية

$$\text{نسبة المردود المئوية} = \frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}} \times 100$$

لذا تحسب نسبة المردود المئوية بقسمة المردود الفعلي على المردود النظري مضروبًا في مئة.

مثال 11-5

نسبة المردود المئوية تتكون كرومات الفضة الصلبة Ag_2CrO_4 عند إضافة كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 إلى محلول يحتوي على 0.500 g من نترات الفضة $AgNO_3$. احسب المردود النظري لكرومات الفضة Ag_2CrO_4، واحسب نسبة المردود المئوية إذا كانت كتلة كرومات الفضة Ag_2CrO_4 الناتجة فعليًّا عن التفاعل هي (0.455 g).

1 تحليل المسألة تعْلم أن كتلة المواد المتفاعلة وكتلة المردود الفعلي من المعطيات. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة، واحسب المردود النظري بتحويل جرامات $AgNO_3$ إلى مولات $AgNO_3$، ومن ثم تحويل مولات $AgNO_3$ إلى مولات Ag_2CrO_4، وأخيرًا تحويل مولات Ag_2CrO_4 إلى جرامات Ag_2CrO_4. ثم احسب نسبة المردود المئوية من المردود الفعلي والمردود النظري.

المعطيات

كتلة نترات الفضة = 0.500 g $AgNO_3$

المردود الفعلي = 0.455 g Ag_2CrO_4

المطلوب

المردود النظري = ؟g Ag_2CrO_4

المردود المئوي = ؟ $\%Ag_2CrO_4$

2 حساب المطلوب

اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة وحدد المعطيات والمطلوب

0.500 g ؟ g

$$2AgNO_{3(aq)} + K_2CrO_{4(aq)} \rightarrow Ag_2CrO_{4(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

استخدم الكتلة المولية لتحويل جرامات $AgNO_3$ إلى عدد مولات $AgNO_3$

$$0.500\ \cancel{g\ AgNO_3} \times \frac{1\ mol\ AgNO_3}{169.9\ \cancel{g\ AgNO_3}} = 2.94 \times 10^{-3}\ mol\ AgNO_3$$

استخدم النسبة المولية لتحويل عدد مولات $AgNO_3$ إلى عدد مولات Ag_2CrO_4

$$2.94 \times 10^{-3}\ \cancel{mol\ AgNO_3} \times \frac{1\ mol\ Ag_2CrO_4}{2\ \cancel{mol\ AgNO_3}} = 1.47 \times 10^{-3}\ mol\ Ag_2CrO_4$$

احسب المردود النظري

$$1.47 \times 10^{-3}\ \cancel{mol\ Ag_2CrO_4} \times \frac{331.7\ g\ Ag_2CrO_4}{1\ \cancel{mol\ Ag_2CrO_4}} = 0.488\ g\ Ag_2CrO_4$$

احسب نسبة المردود المئوية.

$$\frac{0.455\ \cancel{g\ Ag_2CrO_4}}{0.488\ \cancel{g\ Ag_2CrO_4}} \times 100 = 93.2\%\ Ag_2CrO_4$$

56. لحساب المردود النظري، أولاً نحسب عدد مولات $Al(OH)_3$: (14.0 g) / (78.01 g/mol) = 0.179 mol. بما أن النسبة المولية 1:1، فإن عدد مولات $AlCl_3$ هو 0.179 mol. المردود النظري لـ $AlCl_3$ = 0.179 mol × 133.33 g/mol = 23.9 g.

3 تقويم المسألة

القيمة التي تحتوي أقل عدد من الأرقام المعنوية هي القيمة التي يوجد بها ثلاثة أرقام معنوية، لذا فالنسبة التي استخدمت للتعبير عن الجواب صحيحة. كما أن الكتلة المولية لكرومات الفضة Ag_2CrO_4 هي ضعف الكتلة المولية لنترات الفضة $AgNO_3$ تقريبًا. ولذلك نسبة عدد مولات نترات الفضة $AgNO_3$ إلى عدد مولات كرومات الفضة Ag_2CrO_4 في المعادلة هي (2:1). ولذلك يجب أن ينتج 0.500 g من $AgNO_3$ من الكتلة نفسها من كرومات الفضة تقريبًا.

فالمردود الفعلي لكرومات الفضة قريب من 0.500g، لذلك فنسبة المردود المئوية معقولة.

مسائل تدريبية

56. تحتوي أقراص مضاد الحموضة على هيدروكسيد الألومنيوم $Al(OH)_3$ لمعادلة حمض المعدة HCl. ويمكن وصف التفاعل الحادث في المعدة بالمعادلة:

$$Al(OH)_{3(s)} + 3HCl_{(aq)} \rightarrow AlCl_{3(aq)} + 3H_2O_{(l)}$$

احسب المردود النظري لـ $AlCl_3$ إذا تفاعل قرص مضاد للحموضة يحتوي على 14.0 g من $Al(OH)_3$ تمامًا مع حمض المعدة HCl.

57. يتفاعل الزنك مع اليود حسب المعادلة: $Zn + I_2 \rightarrow ZnI_2$

a. احسب المردود النظري إذا تفاعل 1.912 mol من الزنك.

b. احسب نسبة المردود المئوية إذا تم الحصول عمليًّا على 515.6 g من يوديد الزنك.

58. تحفيز عند وضع سلك من النحاس في محلول نترات الفضة $AgNO_3$ تترسب بلورات الفضة، ويتكون محلول نترات النحاس $Cu(NO_3)_2$.

a. اكتب معادلة كيميائية موزونة للتفاعل.

b. إذا تفاعل 20.0 g من النحاس فاحسب المردود النظري للفضة.

c. إذا نتج 60.0 g من الفضة فعليًّا من التفاعل، فما نسبة المردود المئوية للتفاعل؟

57. a. المردود النظري لـ (ZnI_2 / 1 mol ZnI_2) × (319.2 g ZnI_2 / 1 mol Zn) × 1.912 mol Zn = ZnI_2 = 610.3 g.

b. نسبة المردود المئوية = (المردود الفعلي / المردود النظري) × 100 = (515.6 g / 610.3 g) × 100 = 84.5%.

58. a. $2AgNO_3(aq) + Cu(s) \rightarrow 2Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq)$

b. المردود النظري للفضة = 20.0 g Cu × (1 mol Cu / 63.55 g Cu) × (2 mol Ag / 1 mol Cu) × (107.87 g Ag / 1 mol Ag) = 67.9 g.

c. نسبة المردود المئوية = (60.0 g / 67.9 g) × 100 = 88.4%.

1. كتلة الأكاسيد في 1000g من تربة القمر هي: SiO_2 = 473 g, Al_2O_3 = 178 g, CaO = 114 g, FeO = 105 g, MgO = 96 g, TiO_2 = 16 g, Na_2O = 7 g, K_2O = 6 g, MnO = 1 g, Cr_2O_3 = 2 g.

5. المردود النظري للأكسجين من 100 kg من تربة القمر = 100 × 0.440 kg = 44.0 kg. نسبة المردود المئوية = (المردود الفعلي / المردود النظري) × 100 = (15 kg / 44.0 kg) × 100 = 34%.

مختبر تحليل البيانات

التحليل والاستنتاج

هل يمكن أن تكون صخور سطح القمر مصدرًا فعالاً للأكسجين لتزويد رحلات القمر في المستقبل؟

بالرغم من عدم وجود غلاف جوي للقمر، ومن ثم عدم وجود أكسجين عليه، إلا أن سطحه مُغطى بصخور وتربة مكونة من الأكاسيد. لذا يبحث العلماء كيف يستخلصون الأكسجين من صخور القمر وتربته للاستفادة منه في التنفس في الرحلة إليه. وقد زوَّد تحليلُ عينات الصخور التي أحضرت من سطح القمر العلماءَ بالمعلومات الموضحة في الجدول. عن الأكاسيد في تربة القمر ونسبها الكتلية المئوية.

التفكير الناقد

1. **احسب** كتلة (بالجرام) كل من الأكاسيد الواردة في الجدول في 1.00 kg من تربة القمر.
2. **طبق** يرغب العلماء في استخراج الأكسجين من أكسيد الفلز باستخدام تفاعل التحلل:

   الأكسجين + الفلز ⟶ أكسيد الفلز

   ولتقويم صحة هذه الفكرة حدد كمية الأكسجين (بالكيلوجرام) في كل من الأكاسيد الموجودة في 1.00 kg من تربة القمر.
3. **عرف** ما الأكسيد الذي يعطي أكبر ناتج من الأكسجين لكل كيلوجرام؟ وما الأكسيد الذي يعطي أقل ناتج؟
4. **حدد** المردود النظري للأكسجين في الأكاسيد الموجودة في عينة كتلتها 1.00 Kg من تربة القمر.
5. **احسب** استطاع العلماء باستخدام الأساليب المتوافرة حاليًّا استخراج 15 Kg من الأكسجين من 100 Kg من تربة القمر. احسب نسبة المردود المئوية لهذه العملية.

4. المردود النظري للأكسجين من 1.00 kg من تربة القمر هو 0.440 kg.

البيانات والملاحظات

بيانات الصخور	
الأكسيد	النسبة الكتلية في التربة %
SiO_2	47.3%
Al_2O_3	17.8%
CaO	11.4%
FeO	10.5%
MgO	9.6%
TiO_2	1.6%
Na_2O	0.7%
K_2O	0.6%
Cr_2O_3	0.2%
MnO	0.1%

نسبة المردود المئوية والجدوى الاقتصادية
Percent Yield and the Economic Feasibility

تلعب نسبة المردود المئوية دورًا مهمًّا في تحديد التكلفة الاقتصادية لكثير من الصناعات. وفي المثال الموضح **بالشكل 16-5**، يستخدم الكبريت لتحضير حمض الكبريتيك H_2SO_4، وهو مادة كيميائية أولية مهمة تدخل في صناعة الكثير من المنتجات، ومنها الأسمدة والمنظفات والمنسوجات والأصباغ.

لذا تؤثر تكلفة إنتاج حمض الكبريتيك في تكلفة الكثير من المواد التي يستخدمها المستهلك.

3. الأكسيد الذي يعطي أكثر ناتج من الأكسجين لكل كيلوجرام هو SiO_2. الأكسيد الذي يعطي أقل ناتج من الأكسجين لكل كيلوجرام هو K_2O.

2. بناءً على حساب نسبة كتلة الأكسجين في كل أكسيد وضربها في كتلته الموجودة في 1.00 kg من التربة، تكون الكتلة الإجمالية للأكسجين حوالي 0.440 kg.

59. يعد المردود النظري مهمًا لأنه يمثل أقصى كمية من الناتج يمكن الحصول عليها نظريًا من كمية معينة من المادة المتفاعلة، ويستخدم كمعيار لقياس كفاءة التفاعل (نسبة المردود المئوية).

60. 1. قد لا تكتمل التفاعلات. 2. قد تتكون نواتج جانبية غير متوقعة. 3. قد يفقد بعض الناتج أثناء عملية العزل أو التنقية.

إن الخطوتين الأوليين لعملية التصنيع هما:

الخطوة الأولى $S_{8(s)} + 8O_{2(g)} \rightarrow 8SO_{2(g)}$

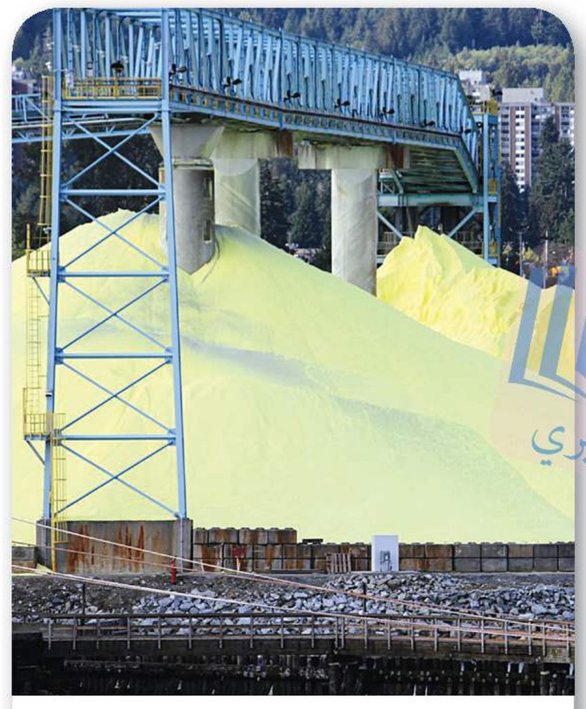
الخطوة الثانية $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$

وفي الخطوة الأخيرة يتحد ثالث أكسيد الكبريت SO_3 مع الماء لينتج حمض الكبريتيك.

الخطوة الثالثة $SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SO_{4(aq)}$

الخطوة الأولى، ينتج عن حرق الكبريت ثاني أكسيد الكبريت بنسبة 100% تقريبًا، كما ينتج ثالث أكسيد الكبريت في الخطوة الثانية أيضًا بنسبة عالية إذا استُخدِم عامل محفز عند درجة حرارة (400°C). والعامل المحفز مادة تزيد من سرعة التفاعل أو دون أن تستهلك، ولا تظهر في المعادلة الكيميائية. لكن تحت هذه الظروف يكون التفاعل بطيئًا، ورفع درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل، ولكنها تقلل من الناتج.

ولزيادة الناتج وتقليل الوقت في الخطوة الثانية، طور العلماء نظامًا تمرر خلاله المواد المتفاعلة SO_2 و O_2 فوق عامل محفز عند درجة حرارة (400 °C). ولأن التفاعل يصدر مقدارًا كبيرًا من الحرارة ترتفع درجة الحرارة بالتدريج، وتقل كمية الناتج. ولذلك، عندما تصل درجة الحرارة إلى 600 °C تقريبًا يتم تبريد المزيج، ومن ثم يُمرر فوق العامل المحفز مرة أخرى. وبتكرار تمريره فوق العامل المحفز أربع مرات مع التبريد بين كل عملية وأخرى نحصل على ناتج أكبر من (98%).



الشكل 16-5 الكبريت يتم استخراج الكبريت من منتوجات البترول بواسطة عمليات كيميائية، كما يستخرج بدفع الماء الساخن إلى أماكن تجمعه تحت الأرض، فيُضخ الكبريت السائل إلى السطح.

61. تحسب بقسمة المردود الفعلي (الناتج العملي) على المردود النظري (الناتج المحسوب) وضرب الناتج في 100. الصيغة: نسبة المردود المئوية = (المردود الفعلي / المردود النظري) × 100.

62. المعادلة: $2Fe + 3S \rightarrow Fe_2S_3$. المردود النظري = (1 mol 83.77 g Fe / 55.85 g Fe) × (1 mol Fe_2S_3 / 2 mol Fe) × (207.9 g Fe_2S_3 / 1 mol Fe_2S_3) = 156 g Fe_2S_3.

التقويم 5-6

الخلاصة

- **المردود** النظري للتفاعل الكيميائي هو أكبر كمية من المادة الناتجة يمكن الحصول عليها من كميات معينة من المواد المتفاعلة، ويحسب بالاعتماد على المعادلة الكيميائية الموزونة.
- **المردود** الفعلي هو كمية المادة الناتجة التي يتم الحصول عليها عمليًّا من التفاعل.
- **نسبة** المردود المئوية هي نسبة المردود الفعلي إلى المردود النظري معبرًا عنها بالنسبة المئوية. إن نسبة المردود المئوية المرتفعة مهمةٌ في تقليل تكلفة كل مادة ناتجة عن العمليات الكيميائية.

59. الفكرة الرئيسة **حدد** أيٌّ مما يأتي يعد أداة قياس فاعلية التفاعل الكيميائي المردود النظري أم المردود الفعلي أم نسبة المردود المئوية؟

60. **اذكر** عدة أسباب لعدم تساوي المردود الفعلي والمردود النظري في التفاعل الكيميائي.

61. **وضح** كيف تحسب نسبة المردود المئوية؟

62. **طبق** إذا خلطت 83.77 g من الحديد مع كمية فائضة من الكبريت، وقمت بتسخين المزيج للحصول على كبريتيد الحديد (III):

$2Fe_{(s)} + 3S_{(s)} \rightarrow Fe_2S_{3(s)}$

فما المردود النظري (بالجرام) لكبريتيد الحديد (III)؟

63. **احسب** نسبة المردود المئوية لتفاعل الماغنسيوم مع كمية فائضة من الأكسجين. $2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

بيانات التفاعل	
كتلة الجفنة	35.67g
كتلة الجفنة + Mg	38.06g
كتلة الجفنة + MgO بعد التسخين	39.15g

63. كتلة المغنيسيوم = 38.06 g - 35.67 g = 2.39 g. المردود الفعلي لأكسيد المغنيسيوم = 39.15 g - 35.67 g = 3.48 g. المردود النظري لأكسيد المغنيسيوم = 2.39 g Mg × (1 mol Mg / 24.31 g Mg) × (2 mol MgO / 2 mol Mg) × (40.31 g MgO / 1 mol MgO) = 3.96 g. نسبة المردود = (3.48 g / 3.96 g) × 100 = 87.9%.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

6–1 الغازات Gases

الأهداف

- **تستخدم** نظرية الحركة الجزيئية لتفسير سلوك الغازات.
- **تصف** تأثير الكتلة في سرعة الانتشار والتدفق.
- **توضح** كيفية قياس ضغط الغاز وحساب الضغط الجزئي له.

مراجعة المفردات

الطاقة الحركية: الطاقة الناشئة عن الحركة.

المفردات الجديدة

نظرية الحركة الجزيئية
التصادم المرن
درجة الحرارة
الانتشار
قانون جراهام للتدفق
الضغط
الضغط الجوي
البارومتر
المانومتر
باسكال
قانون دالتون للضغوط الجزئية

الفكرة الرئيسة **تتمدّد الغازات وتنتشر، كما أنها قابلة للانضغاط؛ لأنها ذات كثافة منخفضة، وتتكوَّن من جسيمات صغيرة جدًّا دائمة الحركة.**

الربط مع الحياة إذا نِمتَ على مرتبة فيها هواء مضغوط فلا بد أنك ستلاحظ الفرق بينها وبين النوم على الأرض! ولا بد أنك شعرت بالدفء والراحة عندما استخدمت المرتبة التي اكتسبت خصائصها من خصائص جسيمات الهواء التي ضُغطت في داخلها.

نظرية الحركة الجزيئية The Kinetic–Molecular Theory

لقد تعلمت سابقًا أن تركيب المادة (نوع الذرات المكونة) وبنيتها (ترتيب الذرات) يحددان الخصائص الكيميائية للمادة، كما أنهما يؤثران في خصائصها الفيزيائية أيضًا. وبالاعتماد على المظهر الخارجي للمادة يمكنك التمييز بين الذهب والجرافيت والزئبق، كما هو موضّح في **الشكل 1-6**. وعلى النقيض من ذلك تبدي المواد التي تكون في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة خصائص فيزيائية متشابهة على الرغم من اختلاف بنيتها. فلماذا توجد اختلافات يسيرة بين سلوك الغازات؟ ولماذا تختلف الخصائص الفيزيائية للغازات عن خصائص المواد السائلة والصلبة؟

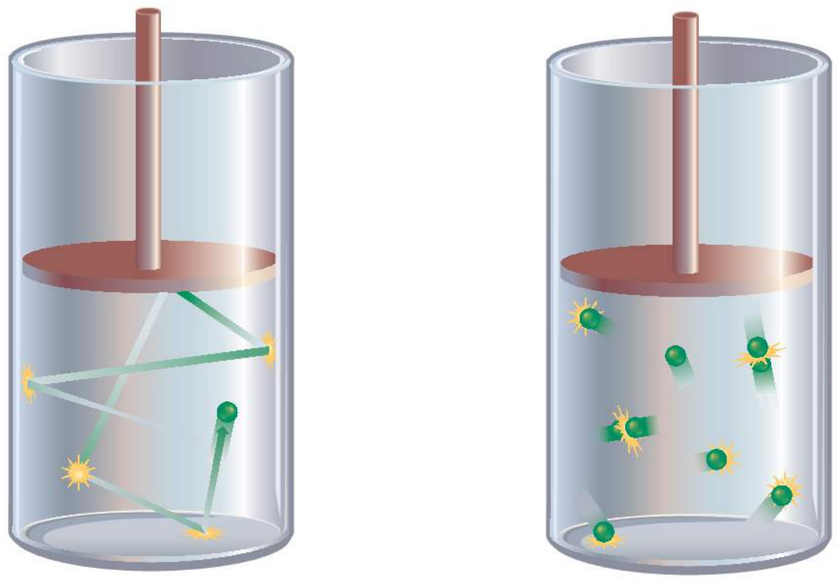
لقد عرف العلماء مع بداية القرن الثامن عشر كيف يمكن جمع النواتج الغازية عن طريق إحلالها محل الماء، ولكنهم يستطيعون الآن مراقبة كل غاز، وقياس خصائصه على حدة. اقترح الكيميائيان بولتزمان وماكسويل Boltzman and Maxwell عام 1860م -كل منهما على حدة - نموذجًا لتفسير خصائص الغازات. وقد عُرف هذا النموذج بنظرية الحركة الجزيئية؛ وذلك لأن الغازات جميعها التي اختبرها بولتزمان وماكسويل تتكون من جسيمات؛ حيث للأجسام المتحركة طاقة تسمى طاقة حركية. وتصف **نظرية الحركة الجزيئية** سلوك المادة بالاعتماد على حركة جسيماتها. ولقد وضع هذا النموذج عدة افتراضات حول حجم جسيمات الغاز وحركتها وطاقتها.

زئبق

جرافيت

ذهب

الشكل 1-6 يمكن التمييز بين بعض المواد بمجرد النظر إليها، ولكن هذا لا ينطبق على الكثير من الغازات.



الشكل 2-6 تنتقل الطاقة الحركية بين جسيمات الغاز في أثناء التصادم المرن فيما بينها.

فسّر الأثر الذي تحدثه جسيمات الغاز بعضها في بعض بفعل التصادمات، وماذا يحدث للجسيمات بعد هذه التصادمات؟

فسر. تنتقل الطاقة الحركية بين الجسيمات عند التصادم، ولكن يبقى متوسط الطاقة الحركية الكلية للجسيمات ثابتاً (تصادم مرن).

حجم الجسيمات تتكون الغازات من جسيمات ذات حجوم صغيرة جدًّا مقارنة بحجوم الفراغات التي تفصل بينها، كما أنها متباعدة، لذلك تنعدم قوى التجاذب والتنافر فيما بينها.

حركة الجسيمات إنّ حركة جسيمات الغاز مستمرة وعشوائية، وتتحرك في خط مستقيم حتى تصطدم بجسيمات أخرى أو بجدار الوعاء الذي توجد فيه، كما يبين **الشكل 2-6**. وتعد التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة. وفي **التصادم المرن** لا تُفقد الطاقة الحركية، ولكنها تنتقل بين الجسيمات المتصادمة.

طاقة الجسيمات ينتج عن حركة الجسيمات طاقة حركية يحددها عاملان هما: كتلة الجسيم، وسرعته. ويمكن التعبير عن الطاقة الحركية للجسيم بالعلاقة الآتية:

$$KE = \frac{1}{2} mv^2$$

حيث: KE = الطاقة الحركية، m = كتلة الجسيم، v = سرعة الجسيم المتجهة.

وهذا يصف سلوك الغازات جيدًا، حيث تنتشر جسيماتها بشكل عشوائي وفوضوي لملء أي وعاء توضع فيه.

نجد أن جسيمات عينة من غاز ما لها الكتلة نفسها، إلاّ أنه ليس لها السرعة نفسها، لذلك تختلف كمية الطاقة الحركية لها. ولذا تستخدم **درجة الحرارة** مقياسًا لمتوسط الطاقة الحركية لجسيمات المادة.

تفسير سلوك الغازات Explaining the Behavior of Gases

تساعد نظرية الحركة الجزيئية على تفسير سلوك الغازات؛ إذ تسمح حركة الجسيمات الدائمة مثلاً للغاز أن يتمدد حتى يملأ الوعاء الموجود فيه تمامًا، كما يحدث عند ملء كرة بالهواء، أو عند نفخ بالون بالهواء، حيث تنتشر جسيمات الغاز، وتتوزع لتملأ الوعاء كله.

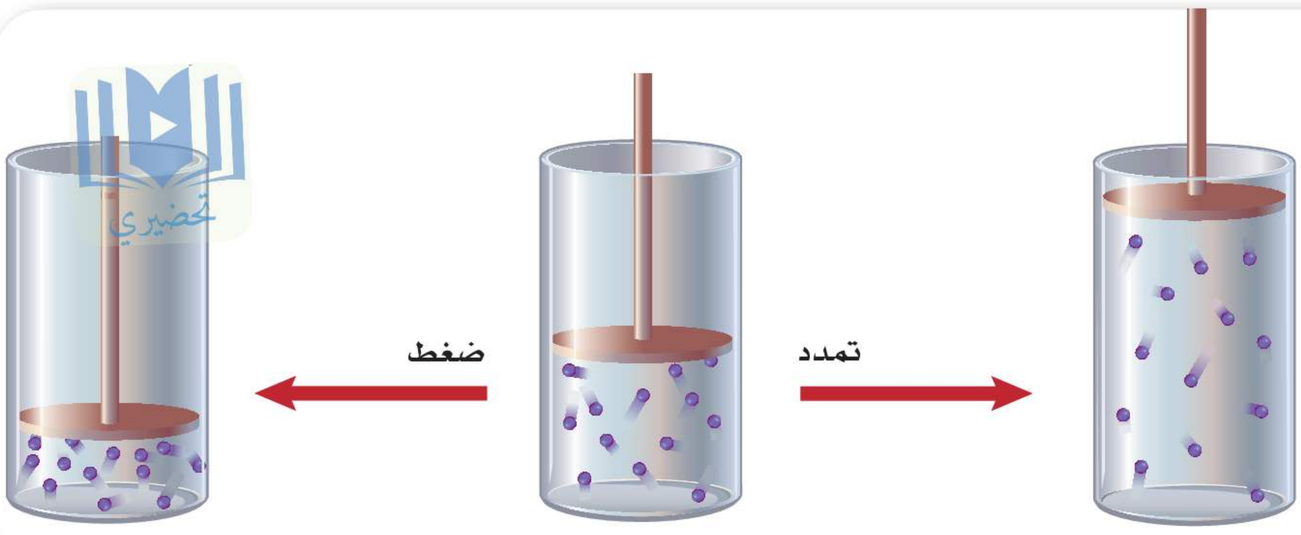
كثافة منخفضة تذكر أن الكثافة هي كتلة الجسم في وحدة الحجم، وأن كثافة غاز الكلور عند درجة حرارة 20°C تساوي (2.95×10^{-3} g/mL)، وكثافة الذهب الصلب تساوي (19.3 g/mL). لذا فإن كثافة الذهب تزيد على كثافة الكلور 6500 مرة تقريبًا. ولا يعود هذا الفرق الكبير بين الكثافتين إلى الاختلاف بين كتلة ذرات الذهب وجسيمات الكلور فقط، بل على وجود فراغ كبير بين جسيمات الغاز أيضًا، لذلك يكون عدد جسيمات الكلور أقل من عدد ذرات الذهب في الحجم نفسه كما تنص على ذلك نظرية الحركة الجزيئية.

المفردات

أصل الكلمة

غاز/ (Gas)

يأتي أصلها من الكلمة اللاتينية chaos، ومعناها فراغ.



الشكل 3-6 إن تمدّد الغاز وانضغاطه في وعاء مغلق يغير الحجم الذي تشغله كتلة ثابتة من الجسيمات.

اربط بين التغير في حجم الغاز وكثافة جسيماته في كل أسطوانة.

الانضغاط والتمدد إذا عصرت وسادة من البولسترين بالضغط عليها فإن حجمها يقل؛ وذلك لأنّ المسافة بين الجزيئات كبيرة جدًا، فعند الضغط تبدأ الجزيئات بالتقارب، وبالتالي يقل الحجم، وعند التوقف عن الضغط وبفعل الحركة السريعة والعشوائية للجزيئات فإنها تتباعد بعضها عن بعض، وتزداد المسافات وتعود إلى وضعها الأصلي. ويوضح **الشكل 3-6** ما يحدث لكثافة الغاز الموجود في وعاء في أثناء انضغاطه وتمدده.

الانتشار والتدفق وفقًا لنظرية الحركة الجزيئية، ونظرًا لأن المسافة كبيرة بين الجزيئات، فإن قوى التجاذب بين جسيمات الغاز تكاد تكون منعدمة. ولهذا تنتشر هذه الجسيمات بسهولة، ويكون المكان الذي ينتشر فيه الغاز في كثير من الأحيان مشغولاً بغاز آخر، وتتسبب الحركة العشوائية لجسيمات الغازات باختلاط بعضها ببعض، حتى يصبح توزيع الغازات المختلطة متساويًا.

يصف **الانتشار** حركة تداخل المواد معًا، وقد يكون هذا المصطلح حديثًا، ولكن عملية الانتشار مألوفة لك. فأنت تشم رائحة الطعام عند طهيه في أرجاء المنزل كلها؛ بسبب انتشار جسيمات الغاز من منطقة ذات تركيز عال (وهي في هذه الحالة المطبخ) إلى منطقة ذات تركيز منخفض (باقي أرجاء المنزل).

أما التدفق فهو عملية ذات صلة بالانتشار، ويحدث التدفق عندما يخرج الغاز من خلال ثقب صغير. فما الذي يحدث مثلًا عند ثقب إطار سيارة أو بالون؟ قام توماس جراهام في عام 1846م بإجراء تجربة لقياس معدل سرعة تدفق غازات مختلفة عند درجة الحرارة نفسها، وقد صمم تجربته بحيث تتدفق الغازات إلى مكان لا توجد فيه مادة. وقد اكتشف وجود علاقة عكسية بين معدل سرعة التدفق والكتلة المولية للغاز.

قانون جراهام للتدفق ينص على أن معدل سرعة تدفق الغاز يتناسب تناسبًا عكسيًّا مع الجذر التربيعي للكتلة المولية.

قانون جراهام:

$$\text{معدل التدفق } \alpha \ \frac{1}{\sqrt{\text{الكتلة المولية}}}$$

يتناسب معدل انتشار أو تدفق الغاز عكسيًّا مع الجذر التربيعي للكتلة المولية له.

وضح: لأن الطاقة الحركية للجسيمات ($KE = ½ mv^2$) تعتمد على الكتلة (m) والسرعة (v). عند درجة حرارة معينة، تكون الطاقة الحركية للجسيمات المتصادمة ثابتة، لذا تتحرك الجسيمات ذات الكتلة الأقل بسرعة أكبر، فتنتشر أسرع.

تعتمد سرعة الانتشـــار بالدرجة الأولى على كتلة الجســيمات؛ حيث تنتشر الجسيمات الخفيفة أسرع من الثقيلة. ويمكن وصف متوســط الطاقة الحركية للغازات المختلفة عند درجة الحرارة نفســها بالمعادلة $KE = ½ mv^2$. ومع ذلك فإن كتلة جســيمات الغاز تختلف من غاز إلى آخر. وحتى يكون للجسيمات الخفيفة متوسط الطاقة الحركية للجسيمات الثقيلة لا بد أن يكون نفس متوسط سرعاتها المتجهة أكبر.

وينطبق قانون جراهام أيضًا على معدل سرعة الانتشـــار، وهذا منطقي؛ إذ تنتشر الجسيمات الثقيلة أبطأ من الجسيمات الخفيفة عند درجة الحرارة نفســها. يمكنك باستخدام قانون جراهام كتابة نسبة رياضية للمقارنة بين معدل انتشار غازين.

$$\frac{\text{معدل انتشار A}}{\text{معدل انتشار B}} = \sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية لـ B}}{\text{الكتلة المولية لـ A}}}$$

ماذا قرأت؟ **وضح** لماذا يعتمد معدل الانتشار على كتلة الجسيمات؟

مثال 1-6

قانون جراهام إذا كانت الكتلة المولية للأمونيا هي 17.0 g /mol والكتلة المولية لكلوريد الهيدروجين هي 36.5 g /mol، فاحسب نسبة معدل انتشارهما.

1 تحليل المسـألة المعطيات هي الكتل المولية لكل من الأمونيا وكلوريد الهيدروجين. ولإيجاد نســبة معدل انتشـــارهما استخدم معادلة قانون جراهام للتدفق.

1. نسبة معدل تدفق النيون (Ne) إلى النيتروجين (N_2) تساوي 1.18. النيون يتدفق أسرع.

المعطيات

الكتلة المولية لكلوريد الهيدروجين HCl = 36.5 g /mol

الكتلة المولية للأمونيا NH_3 = 17.0 g /mol

المطلوب

نسبة معدل الانتشار = ؟

2 حساب المطلوب

اكتب نص النسبة المشتق من قانون جراهام

$$\frac{\text{معدل انتشار } NH_3}{\text{معدل انتشار HCl}} = \sqrt{\frac{\text{الكتلة المولية لـ HCl}}{\text{الكتلة المولية لـ } NH_3}}$$

2. نسبة معدل انتشار أول أكسيد الكربون (CO) إلى ثاني أكسيد الكربون (CO_2) تساوي 1.25. أول أكسيد الكربون ينتشر أسرع.

عوّض عن الكتلة المولية لحمض

HCl = 36.5 g/mol

والكتلة المولية لـ NH_3 = 17.0 g/mol

$$= \sqrt{\frac{36.5\ \text{g/mol}}{17.0\ \text{g/mol}}} = 1.47$$

نسبة معدل الانتشار = 1.47

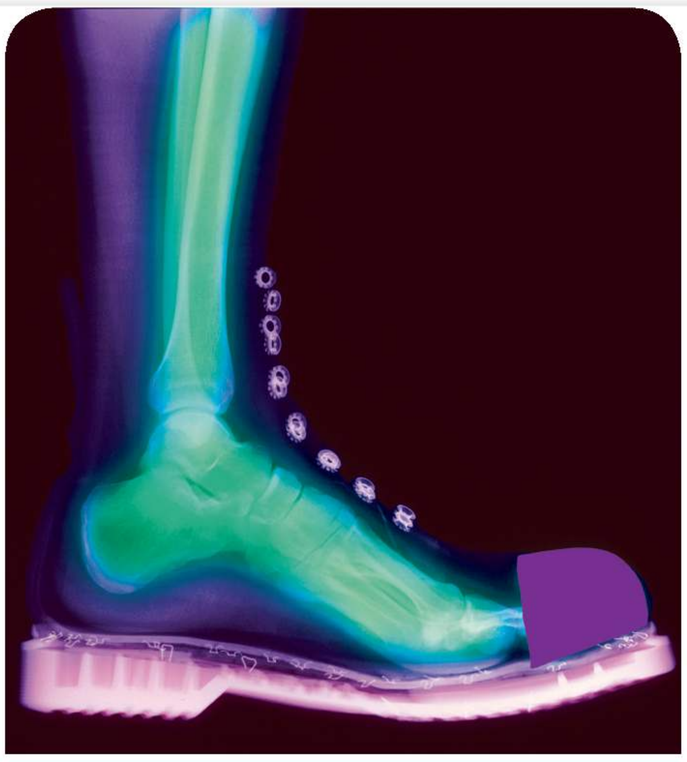
3 تقويم الإجابة

إن النسبة التقريبية 1.5 منطقية؛ حيث إن كتلة الأمونيا هي نصف كتلة كلوريد الهيدروجين. كما أن قيم الكتل المولية تحتوي على ثلاثة أرقــام معنوية، وكذلك الإجابة. لاحظ أن وحدات القياس قد ألغى بعضهــا بعضًا. وتكتب الإجابة في صورة صحيحة دون أي وحدة قياس.

مسائل تدريبية

1. احسب نسبة معدل التدفق لكل من النيتروجين N_2 والنيون Ne.
2. احسب نسبة معدل الانتشار لكل من أول أكسيد الكربون وثاني أكسيد الكربون.
3. **تحفيز** ما معدل تدفق غاز كتلته المولية ضعف الكتلة المولية لغاز يتدفق بمعدل 3.6 mol /min ؟

3. معدل تدفق الغاز الأثقل = 2.55 mol/min.



قوة صغيرة على وحدة المساحة

قوة كبيرة على وحدة المساحة

الشكل 4-6 لأن العلاقة عكسية بين الضغط والمساحة، فإن الأحذية ذات الكعب العالي تعمل على زيادة الضغط الواقع على السطح؛ لأن مساحة الكعب الملامسة للأرض صغيرة، بينما تتوزع قوة الضغط في الأحذية ذات النعل المسطح على مساحة أكبر.

استنتج الموقع الذي يكون فيه الضغط أكبر ما يمكن بين الأرض والحذاء ذي الكعب العالي.

ضغط الغاز Gas Pressure

هل سبق أن شاهدت شخصًا يحاول المشي على الثلج أو الوحل أو على الأسفلت الساخن وهو ينتعل حذاءً له كعب عالٍ؟ من المحتمل أن تكون قد لاحظت غوص الكعب العالي في تلك السطوح اللينة. يوضح **الشكل 4-6** سبب غوص قدم من ينتعل كعبًا عاليًا، بينما لا يكون الأمر كذلك لمن ينتعل نعلًا مسطحًا. وفي كلتا الحالتين يعتمد تأثير القوة الضاغطة على السطح اللين في كلتا الحالتين على كتلة الشخص؛ حيث تتوزع القوة الضاغطة على مساحة كبيرة في حالة انتعال حذاء مسطح النعل. ويعرف **الضغط** بأنه القوة الواقعة على وحدة المساحة. ولذلك يكون الضغط الواقع من الحذاء المسطح النعل على السطوح اللينة أقل من ضغط الحذاء ذي الكعب العالي.

استنتج: يكون الضغط أكبر تحت الكعب العالي، لأن قوة وزن الجسم تتوزع على مساحة أصغر (الضغط = القوة/المساحة).

تبذل جسيمات الغاز ضغطًا عندما تصطدم بجدران الوعاء المحصورة فيه. ولأن كتلة جسيم الغاز صغيرة فإن الضغط الذي تبذله هذه الكتلة صغير أيضًا. وعلى أي حال فإن الوعاء الذي سعته لتر يمكن أن يستوعب 10^{22} من جسيمات الغاز. وبهذا العدد من الجسيمات المحصورة معًا داخل الوعاء يكون الضغط الناشئ عن اصطدامها بالجدران كبيرًا.

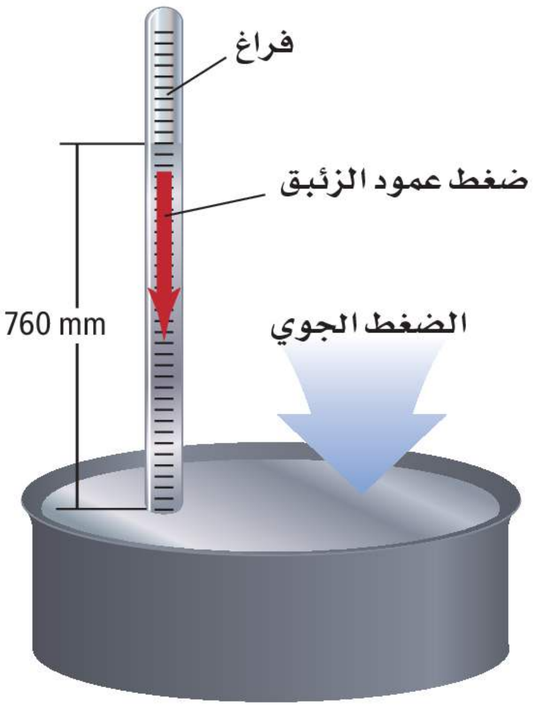
ضغط الهواء يحيط بالكرة الأرضية طبقة الغلاف الجوي التي تمتد مئات الكيلومترات نحو الفضاء. ولما كانت جسيمات الهواء تتحرك في كل اتجاه فإنها تبذل ضغطًا في كل الاتجاهات، وهو ما يعرف **بالضغط الجوي** أو ضغط الهواء. ويتفاوت هذا الضغط من مكان إلى آخر فوق سطح الأرض. ولأن تأثير الجاذبية في سطح الأرض كبير فإن جسيمات الهواء تكون كثيرة وقريبة من سطح الأرض، بينما تقل كلّما ارتفعنا إلى أعلى؛ حيث يقل تأثير الجاذبية الأرضية هناك. ويكون عدد جسيمات الهواء فوق المرتفعات العالية أقل، فيسبّب ضغطًا أقل من ضغط الأماكن المنخفضة، حيث يكون تركيز جسيمات الهواء فيها أكبر. ولذلك فإن ضغط الهواء في الأماكن المرتفعة أقل مما هو عند مستوى سطح البحر. ويبلغ الضغط الجوي عند سطح البحر كيلوجرامًا لكل سنتمتر مربع تقريبًا.

قياس الضغط الجوي لقد كان عالم الفيزياء الإيطالي تورشلي (1608–1647م) أول من أثبت وجود ضغـــط للهواء؛ فقد لاحظ أن مضخة الماء لا يمكنها أن تضخ الماء إلى ارتفاع يتجاوز عشرة أمتار. وقد افترض أن ارتفاع الســائل في أنبوب يختلف باختلاف كثافته. ولاختبار هذه الفرضية صمّم تورشلي جهازًا، كما هو موضح في **الشكل 5-6**، حيث ملأ أنبوبًا زجاجيًّا رفيعًا مغلقًا من أحد طرفيه بالزئبق، وأغلق الطرف المفتوح بإبهامه لكيلا يسمح للهواء بالدخول، ثم نكّس الأنبوب فوق حوض مملوء بالزئبق، ولاحظ انخفاض عمود الزئبق في الأنبوب 76 cm تقريبًا. وهذا يؤيد فرضية تورشلي؛ لأن كثافة الزئبق أكبر من كثافة الماء أربع عشرة مرة تقريبًا، وبناءً على تجربة تورشـــلي يعرّف الضغط الجوي بأنه وزن عمود من الزئبق طوله 76cm .

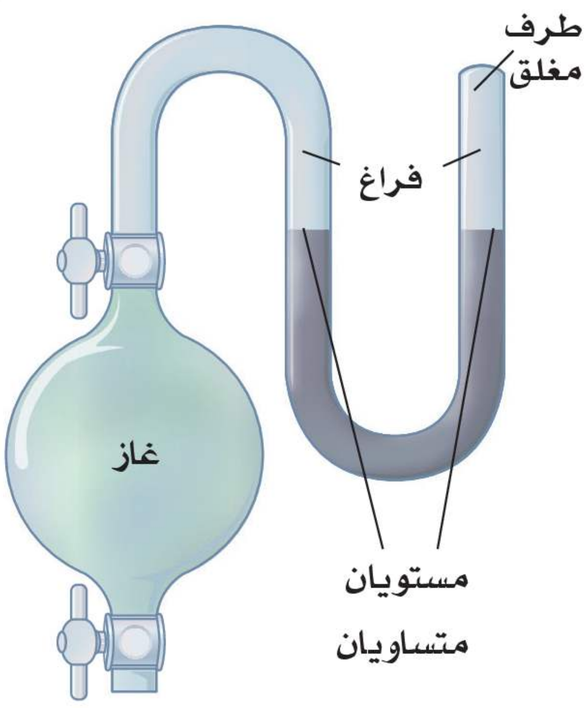
البارومـتر يدعى الجهاز الذي صمّمه تورشـــلي **البارومتر**، وهو أداة تستخدم لقياس الضغط الجوي. وكما أوضح تورشـــلي، فإن ارتفاع مستوى الزئبق في البارومتر عند سطح البحر يســاوي 760 mm تقريبًا. ويحدّد ارتفاع الزئبق قوتين، إحداهمـــا الجاذبية الأرضية المؤثـــرة في الزئبق بقوة ثابتة إلى أســـفل، والأخرى القوة المعارضة للجاذبية، واتجاههـــا إلى أعلى، وتكون بفعل الهواء الضاغط على سطح الزئبق إلى أسفل. ويتغير ضغط الهواء بتغير درجة حرارة ورطوبة الجو.

المانومتر أداة تســـتخدم لقياس ضغط الغاز المحصور، ويتكون من دورق متصل بأنبوب على شكل U مملوء بالزئبق، كما هو موضح في **الشكل 6-6**. وعند فتح الصمام الفاصل بين الدورق والأنبوب تنتشر جسيمات الغاز من الدورق إلى الأنبوب، وتعمل الجسيمات المتدفقة على دفع الزئبق إلى أسفل الأنبوب. ويتم إيجاد ضغط الغاز في الدورق عن طريق حســـاب الفرق في ارتفاع مستوى الزئبق في طرفي الأنبوب.

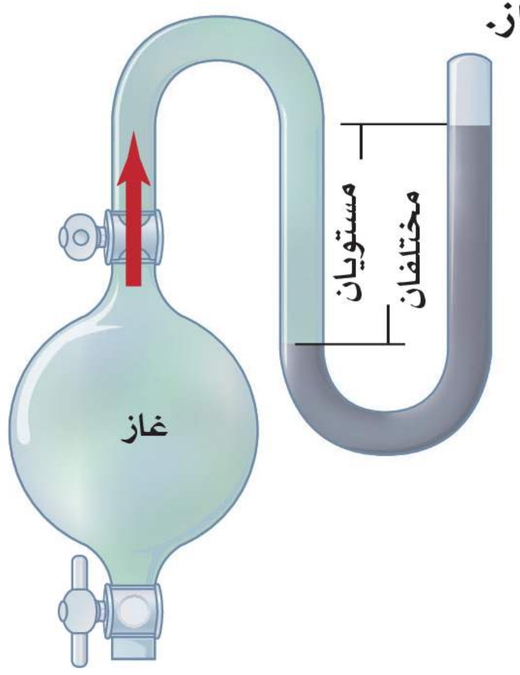
وحـدات قياس الضغط إن وحدة قياس الضغط هي باســـكال (Pa) نسبة إلى العالم الرياضي والفيلســـوف الفرنسي باســـكال (1923– 1962م). وقد اشتقت وحدة باســـكال من وحدة قياس القوة العالمية نيوتن (N). وتساوي وحدة **باسكال** مقدار قوة واحد نيوتن لكل متر مربع ($1Pa=1N/m^2$). وما زالت مجالات كثيرة من العلوم تستخدم الوحدات التقليدية لقياس الضغط. فعلى سبيل المثال، يسجل المهندسون الضغط على أنه عدد الأرطال لكل بوصة مربعة (psi)، ويسجل الضغط المقيس باستخدام البارومترات أو المانومترات بالملمترات الزئبقية (mmHg). وهناك وحدتان أخريان تعرف إحداهما تور (torr) والأخرى بار (bar).



الشـكل 5-6 كان تورشـلي أول مـن صمم جهازًا يبين أن للغلاف الجوي ضغطًا.



يكون مستوى ارتفاع الزئبق هو نفسه في طرفي الأنبوب قبل دخول الغاز.



يصبح مستويا ارتفاع الزئبق غير متساويين في طرفي الأنبوب عند دخول الغاز.

الشكل 6-6 المانومـتر جهاز يقيس ضغط الغاز المحصور.

العلاقة بين عمق الغطس والضغط طردية؛ فكلما زاد العمق، زاد الضغط. أما العلاقة بين الارتفاع عن سطح البحر والضغط الجوي فهي عكسية؛ كلما زاد الارتفاع، قل الضغط الجوي.

ويصل متوسط ضغط الهواء عند سطح البحر وعند درجة حرارة 0°C إلى (101.3 kPa). ويسجل ضغط الهواء في العادة بوحدة قياس تعرف بالضغط الجوي (atm)، حيث يساوي 760 mm Hg أو 760 torr أو 101.3 kPa. ويقارن **الجدول 1-6** بين وحدات القياس المختلفة للضغط.

الجدول 1-6 مقارنة بين وحدات قياس الضغط

الوحدة	العدد المساوي لـ 1atm	العدد المساوي لـ 1kPa
كيلو باسكال (kPa)	101.3 kPa	—
الضغط الجوي (atm)	—	0.009869 atm
ملمترات زئبق (mm Hg)	760 mm Hg	7.501 mm Hg
تور (torr)	760 torr	7.501 torr
رطل/بوصة مربعة (psi or lb/in^2)	14.7 psi	0.145 psi
بار (bar)	1.01 bar	100 kPa

1. قادن: يجب رسم الارتفاع (m) على المحور السيني (x) والضغط الجوي (atm) على المحور الصادي (y). ستظهر النقاط منحنى يتناقص فيه الضغط الجوي كلما زاد الارتفاع.

3. حلل: تعتمد جداول الغطس على العمق والزمن لتحديد حدود الأمان. معرفة العمق الصحيح ضرورية لأن الضغط يزداد مع العمق، مما يزيد من كمية الغازات المنحلة في الدم. الخطأ في تقدير العمق قد يؤدي إلى حسابات غير صحيحة لزمن الغطس المسموح به، ويزيد من خطر الإصابة بمرض تخفيف الضغط.

مختبر تحليل البيانات

عمل الرسوم البيانية واستخدامها.

ما العلاقة بين عمق الغطس وارتفاع مستوى الماء عن سطح البحر؟

يغوص معظم الغطاسين في مواقع تقع عند مستوى سطح البحر أو قريبة منه، إلا أن الغطاسين في ساسكاتشوان وألبرتا وكولومبيا البريطانية (كندا) وكذلك في المناطق الشمالية الغربية من الولايات المتحدة يغوصون في مناطق مرتفعة عن مستوى سطح البحر.

التفكير الناقد

1. **قارن** استخدم البيانات الواردة في الجدول لعمل رسم بياني للضغط الجوي مقابل الارتفاع.
2. **احسب** عمق غطسك الحقيقي إذا كان مقياس العمق يشير إلى 18 m ولكنّك على ارتفاع 1800 m عن سطح البحر، علمًا بأن مقياس العمق لا يعوّض فرق هذا الارتفاع؟
3. **حلّل** تستخدم جداول الغطس لتحديد زمن الأمان للغطاس الذي يقضيه على عمق معين تحت الماء. فما أهمية معرفة العمق الصحيح للغطسة؟

البيانات والمشاهدات

يبين الجدول الآتي معامل تصحيح مقياس الضغط للغطس في مناطق مرتفعة عن سطح البحر.

معامل تصحيح الغطس

الارتفاع (m)	الضغط الجوي (atm)	معامل تصحيح مقياس الضغط (m)
0	1.000	0.0
600	0.930	0.7
1200	0.864	1.4
1800	0.801	2.0
2400	0.743	2.7
3000	0.688	3.2

* أخذت البيانات من Swatzky D 2000. الغوص على المرتفعات، الجزء الأول. مجلة الغطاس يونيو 2000.

2. احسب: عمق الغطس الحقيقي هو 18m. مقياس العمق يقيس الضغط الناتج عن عمود الماء فوق الغطاس، وهذا لا يتأثر بالضغط الجوي على السطح. الارتفاع عن سطح البحر يؤثر على الضغط الكلي الذي يتعرض له الغطاس، وليس على العمق المقاس بالنسبة لسطح الماء.

قانون دالتون للضغوط الجزئية وجد دالتون Dalton في أثناء دراسته لخصائص الغازات أن لكل غاز في خليط من الغازات ضغطًا خاصًّا به. ويوضح **الشكل 7-6** **قانون دالتون للضغوط الجزئية**، وينص على أن الضغط الكلي لخليط من الغاز يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة له. وتعرف نسبة ضغط كل غاز من الضغط الكلي بالضغط الجزئي للغاز. ويعتمد الضغط الجزئي للغاز على عدد مولاته، وحجم الوعاء، ودرجة حرارة خليط الغازات، ولكنه لا يعتمد على نوع الغاز. ويكون الضغط الجزئي لمول واحد من أي غاز عند درجة حرارة وضغط معينين هو نفسه.

ويلخص قانون دالتون بالمعادلة الموضحة أدناه:

قانون دالتون للضغوط الجزئية للغازات

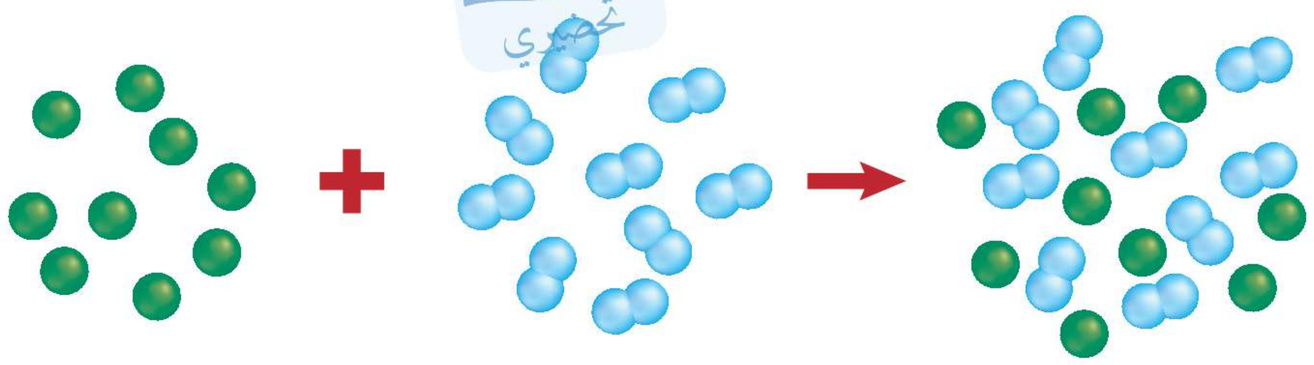
$$P_{total} = P_1 + P_2 + P_3 + \ldots P_n$$

P_{total} تمثل مجموع الضغوط (الضغط الكلي)

P_1 و P_2 و P_3 تمثل الضغوط الجزئية للغازات وحتى الضغط الجزئي لآخِر غاز في الخليط P_n

لحساب الضغط الكلي لخليط الغازات أضف الضغوط الجزئية إلى كل الغازات معًا.

انظر إلى **الشكل 7-6**. ماذا يحدث عند وضع 1mol من الهيليوم مع 1mol من النيتروجين في وعاء مغلق؟ لأنه لم يحدث تغيير في حجم كل من الغازين وعدد جسيماتهما فإن الضغط الكلي يكون مساويًا لمجموع الضغط الجزئي لكل منهما.



الشكل 7-6 عند خلط الغازات، يكون الضغط الكلي للخليط مساويًا لمجموع الضغوط الجزئية للغازات في الخليط.

حدد كيف تقارن بين الضغوط الجزئية لغازي النيتروجين والهيليوم لكمية 1mol من كل منهما تم ضغطها داخل وعاء مغلق؟

حدد: بما أن عدد المولات (1mol) والحجم ودرجة الحرارة متساوية لكلا الغازين، فإن ضغطهما الجزئي يكون متساويًا وفقًا لمبدأ أفوجادرو وقانون الغاز المثالي.

مثال 6-2

الضغط الجزئي للغاز إذا كان الضغط الكلي لخليط من الغازات مكوّنًا من الأكسجين O_2 وثاني أكسيد الكربون CO_2 والنيتروجين N_2 يساوي 0.97 atm، فاحسب الضغط الجزئي للأكسجين، علمًا بأن الضغط الجزئي لثاني أكسيد الكربون 0.70 atm وللنيتروجين (0.12 atm).

1 تحليل المسألة أعطيت الضغط الكلي لخليط الغازات والضغط الجزئي لغازين. ولإيجاد الضغط الجزئي للغاز الثالث في الخليط استخدم قانون دالتون للضغوط الجزئية.

المعطيات

$P\,\mathrm{N}\,2 = 0.12\ \mathrm{atm}$

$P\,\mathrm{CO}\,2 = 0.70\ \mathrm{atm}$

$P_{\mathrm{total}} = 0.97\ \mathrm{atm}$

المطلوب

$P\,\mathrm{O}\,2 = ?\ \mathrm{atm}$

2 حساب المطلوب

اكتب قانون دالتون للضغوط الجزئية

$\mathrm{P}_{\mathrm{total}} = \mathrm{P}\,\mathrm{N}\,2 + \mathrm{P}\,\mathrm{CO}\,2 + P_{O_2}$

حل لإيجاد $P\,\mathrm{O}\,2$

$P\,O\,2 = \mathrm{P}_{\mathrm{total}} - \mathrm{P}\,\mathrm{CO}\,2 - P\,N\,2$

عوّض بقيم الضغوط الجزئية $P\,\mathrm{CO}\,2 = 0.70\ \mathrm{atm}$، $P\,\mathrm{N}\,2 = 0.12\ \mathrm{atm}$، $P_{\mathrm{total}} = 0.97\ \mathrm{atm}$

$P_{O_2} = 0.97\ \mathrm{atm} - 0.70\ \mathrm{atm} - 0.12\ \mathrm{atm}$

$P_{O_2} = 0.15\ \mathrm{atm}$

P_total = P_H₂ + P_He => P_H₂ = P_total - P_He = 600 mmHg - 439 mmHg = 161 mmHg .4

3 تقويم الإجابة عند إضافة القيمة المحسوبة للضغط الجزئي للأكسجين إلى بقية الضغوط الجزئية يكون الناتج مساويًا للضغط الكلي وهو (0.97) atm.

مسائل تدريبية

4. **احسب** الضغط الجزئي لغاز الهيدروجين في خليط من غاز الهيليوم وغاز الهيدروجين، علمًا بأن الضغط الكلي 600 mm Hg والضغط الجزئي للهيليوم يساوي 439 mm Hg.

5. **أوجد** الضغط الكلي لخليط غاز مكوّن من أربعة غازات بضغوط جزئية على النحو الآتي: 5.00 kPa و4.56 kPa و 3.02 kPa و 1.20 kPa

P_total = 5.00 kPa + 4.56 kPa + 3.02 kPa + 1.20 kPa = 13.78 kPa .5

6. **أوجد** الضغط الجزئي لغاز ثاني أكسيد الكربون في خليط من الغازات، علمًا بأن ضغط الغازات الكلي يساوي 30.4 kPa والضغوط الجزئية للغازين الآخرين هما 16.5kPa و 3.7kPa

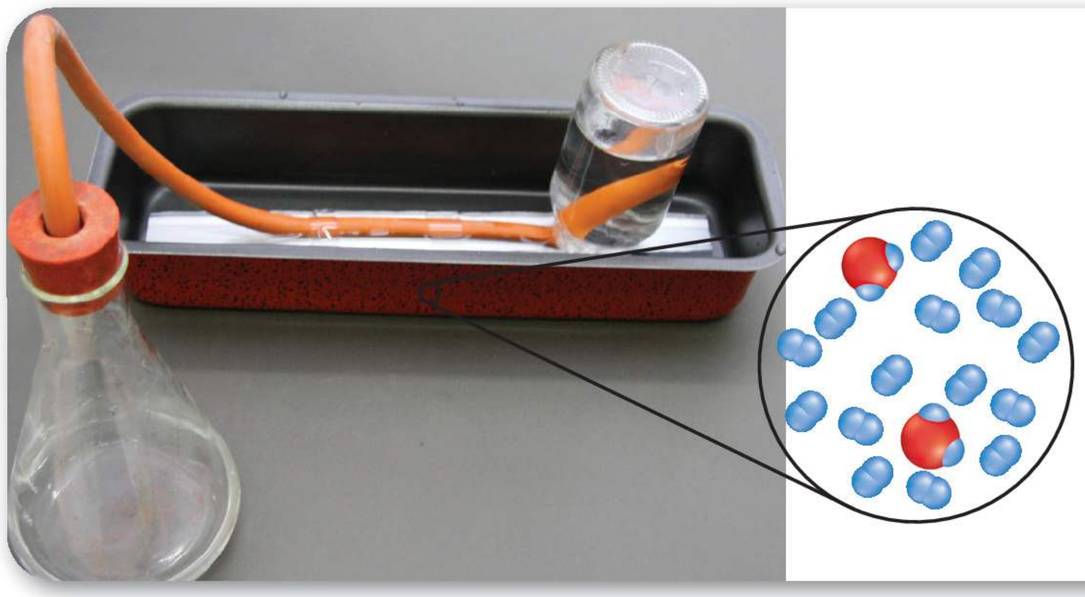
7. **تحفيز** الهواء خليط من الغازات يحتوي على غاز النيتروجين بنسبة 78% وغاز الأكسجين 21% وغاز الأرجون 1% (وهناك كميات ضئيلة من الغازات الأخرى). فإذا علمت أن الضغط الجوي يساوي 760 mmHg، فما الضغوط الجزئية لكل من النيتروجين والأكسجين والأرجون في الهواء؟

P_CO₂ = P_total - (P_gas1 + P_gas2) = 30.4 kPa - (16.5 kPa + 3.7 kPa) = 10.2 kPa .6

7. الضغط الجزئي للنيتروجين = 0.78 × 760 mmHg = 592.8 mmHg. الضغط الجزئي للأكسجين = 0.21 × 760 mmHg = 159.6 mmHg. الضغط الجزئي للأرجون = 0.01 × 760 mmHg = 7.6 mmHg.

8. لأنها نموذج يصف سلوك المادة بالاعتماد على حركة جسيماتها. افتراضاتها (مثل حجم الجسيمات المهمل والحركة العشوائية والتصادمات المرنة) تفسر الخصائص الملحوظة للغازات مثل الانضغاط والانتشار والضغط.

9. وفقًا لقانون جراهام، يتناسب معدل انتشار وتدفق الغاز عكسيًا مع الجذر التربيعي لكتلته المولية. فالغازات الأخف (ذات الكتلة الأقل) تنتشر وتتدفق أسرع من الغازات الأثقل عند نفس درجة الحرارة.



الشكل 8-6 يتفاعل حمض الكبريتيك H_2SO_4 مع الخارصين Zn لإنتاج غاز الهيدروجين الذي يتم جمعه عند درجة حرارة 20°C.

احسب الضغط الجزئي لغاز الهيدروجين عند درجة حرارة 20°C إذا علمت أن الضغط الكلي لخليط غازي الهيدروجين وبخار الماء هو 100.0kPa.

استخدام قانون دالتون تستخدم الضغوط الجزئية للغازات لتحديد كمية الغاز الناتجة عن التفاعل، حيث يُجمع الغاز الناتج فوق الماء في وعاء ماء منكس، كما هو موضح في **الشكل 8-6**، فيحل الغاز محل الماء ويكون الغاز الناتج مزيجًا من غازي الهيدروجين وبخار الماء. وبهذا يكون الضغط الكلي داخل الوعاء يساوي مجموع الضغطين الجزئيين لكل من الهيدروجين وبخار الماء.

ترتبط الضغوط الجزئية للغازات عند درجة الحرارة نفسها بتراكيز هذه الغازات. فالضغط الجزئي لبخار الماء له قيمة ثابتة عند درجة حرارة معينة. ويمكنك الحصول على هذه القيم بالرجوع إلى المصادر، فعلى سبيل المثال، الضغط الجزئي لبخار الماء عند درجة حرارة 20°C هو (2.3 kPa). ويمكنك حساب الضغط الجزئي لغاز الهيدروجين بطرح الضغط الجزئي لبخار الماء من الضغط الكلي.

وستعرف لاحقًا أنك إذا عرفت ضغط غاز ما وحجمه ودرجة حرارته استطعت حساب عدد مولاته.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

10. يمكن قياس ضغط الغاز باستخدام جهاز المانومتر، وهو أنبوب على شكل U يحتوي على سائل (غالبًا الزئبق). تتم مقارنة ضغط الغاز المحصور بضغط مرجعي (مثل الضغط الجوي) من خلال الفرق في ارتفاع السائل في فرعي الأنبوب.

11. عند جمع الغاز فوق الماء، فإن ضغط الغاز المجموع يدفع سطح الماء إلى الأسفل، مما يؤدي إلى إزاحة الماء وخروجه من الوعاء. هذا يسمح للغاز بملء الحجم الذي كان يشغله الماء.

التقويم 6-1

الخلاصة

- يُستخدم قانون جراهام للمقارنة بين معدل انتشار غازين.
- تفسر نظرية الحركة الجزيئية خصائص الغازات اعتمادًا على حجم جسيماتها وحركتها وطاقتها.
- يُستخدم قانون دالتون للضغوط الجزئية لتحديد ضغط كل غاز في خليط من الغازات.

8. **الفكرة الرئيسة** **فسّر** سبب استخدام نظرية الحركة الجزيئية لتفسير سلوك الغازات.
9. **صف** كيف تؤثر كتلة جسيم الغاز في معدل انتشاره وتدفقه؟
10. **وضّح** كيف يمكن قياس ضغط الغاز؟
11. **فسّر** لماذا ينكس وعاء الماء عند جمع الغاز بإحلاله محل الماء؟
12. **احسب** الضغط الجزئي لأحد الغازين المحصورين في وعاء، إذا علمت أن الضغط الكلي 1.20 atm والضغط الجزئي لأحدهما هو 0.75 atm
13. **استنتج** ما إذا كان لدرجة الحرارة تأثير في معدل انتشار الغاز، فسّر إجابتك.

12. الضغط الجزئي للغاز الآخر = الضغط الكلي - الضغط الجزئي للغاز الأول = 1.20 atm - 0.75 atm = 0.45 atm.

13. نعم، لدرجة الحرارة تأثير. زيادة درجة الحرارة تزيد من الطاقة الحركية لجسيمات الغاز، مما يزيد من سرعتها. وبالتالي يزداد معدل انتشار الغاز مع زيادة درجة الحرارة.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

6–2

الأهداف

- **تصف** القوى الجزيئية.
- **تقارن** بين القوى الموجودة بين الجزيئات.

مراجعة المفردات

التساهمية القطبية: رابطة تتكون عندما يكون التشارك بالإلكترونات غير متساوٍ.

المفردات الجديدة

قوى التشتت

القوى الثنائية القطبية

الرابطة الهيدروجينية

قوى التجاذب Forces of Attraction

الفكرة الرئيسة **تحدِّد القوى بين الجزيئات. ومنها قوى التشتت، والقوى الثنائية القطبية، والروابط الهيدروجينية. حالةَ المادة عند درجة حرارة معينة.**

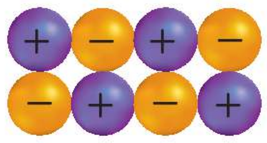
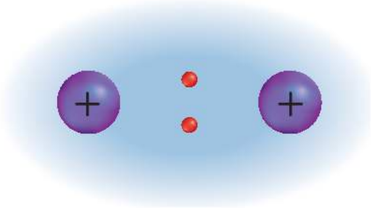
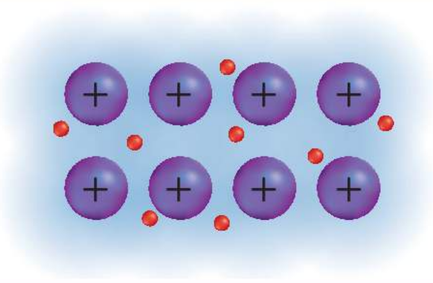
الربط مع الحياة تعلم أن الماء من المواد النادرة التي توجد في صورة صلب أو سائل أو غاز في الظروف العادية. وهذه الخاصية الفريدة ـ بالإضافة إلى الخصائص الأخرى التي أودعها الخالق عز وجل فيه ـ تجعله منبع هذه الحياة .

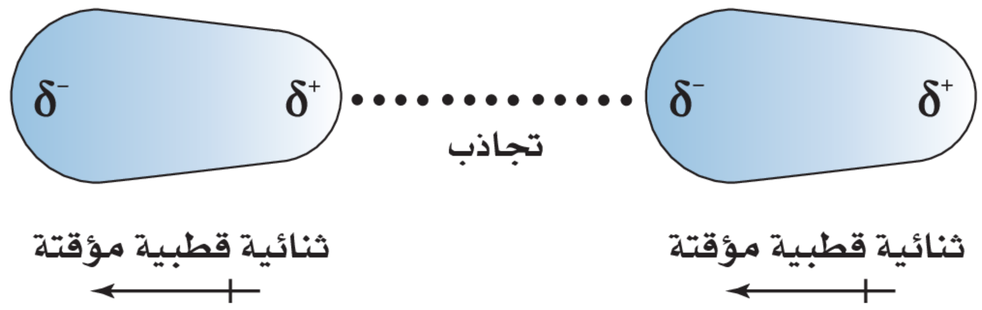
القوى بين الجزيئات Intermolecular Forces

لو كان لجسيمات المادة جميعها عند درجة حرارة الغرفة متوسط الطاقة الحركية نفسه، فما سبب وجود مواد غازية وأخرى صلبة أو سائلة؟ تكمن الإجابة عن هذا التساؤل في قوى التجاذب في الجسيمات نفسها، وفيما بينها. وتسمى قوى التجاذب التي تربط بين جسيمات المادة بروابط أيونية وتساهمية وفلزية بقوى الترابط الجزيئية (intramolecular forces). ويعني المقطع intra "داخل"، بينما يعني المقطع molecular "جزيئية"، ويقصد بالجزيئية الذرات والأيونات والجزيئات. ويلخص **الجدول 2-6** ما قرأته سابقًا عن قوى الترابط الجزيئية.

لا تمثل قوى الترابط الجزيئية كافة قوى التجاذب بين الجسيمات، بل هناك قوى تجاذب أخرى تسمى القوى بين الجزيئات (intermolecular forces)، وهي قوى بينية تربط بين جسيمات متشابهة، مثل تلك التي بين جزيئات الماء، أو بين جسيمات مختلفة مثل ذرات الكربون في الجرافيت، وجسيمات السليلوز في الورق. سنناقش في هذا الدرس ثلاثة أنواع من القوى بين الجزيئات، هي: قوى التشتت، والثنائية القطبية، والروابط الهيدروجينية. وعلى الرغم من اختلاف هذه القوى في قوتها بعضها عن بعض، إلا أن القوى بين الجزيئات كلها أضعف من قوى الترابط داخل الجزيئات.

الجدول 2-6 **المقارنة بين قوى التجاذب داخل الجزيئات**

نوع الرابطة	النموذج	أسس التجاذب	مثال
الأيونية		الشحنات السالبة والموجبة.	NaCl
التساهمية		النواة الموجبة والإلكترونات المشتركة.	H_2
الفلزية		الأيونات الفلزية الموجبة والإلكترونات المتحركة.	Fe



الشكل 6-9 تتنافر السحب الإلكترونية عند اقتراب جزيئين أحدهما من الآخر، مكونة ثنائية قطبية مؤقتة؛ حيث تمثل إشارة δ منطقة الشحنة الجزئية على الجزيء.

فسر ماذا تمثل إشارتا δ+ و δ− الموجودتان على الثنائية القطبية المؤقتة؟

قوى التشتت تذكر أن جزيئات الأكسجين غير قطبية؛ لأن إلكتروناتها موزعة بالتساوي بين ذرتي أكسجين ذات الكهروسالبية المتساوية. ويمكن ضغط جزيئات الأكسجين وتحويلها إلى سائل تحت الظروف المناسبة. وحتى يتكاثف الأكسجين لا بد من قوى تجاذب بين جزيئاته.

تسمى قوة الترابط بين جزيئات الأكسجين **قوى التشتت** وهي قوى تجاذب ضعيفة تنشأ بين الجزيئات غير القطبية، وتنتج هذه القوى الضعيفة عن إزاحة مؤقتة في كثافة الإلكترونات في السحب الإلكترونية، وتعرف قوى التشتت أحيانًا بقوى (لندن)؛ نسبة إلى الفيزيائي الألماني-الأمريكي فريتز لندن الذي كان أول من وصف هذه القوى.

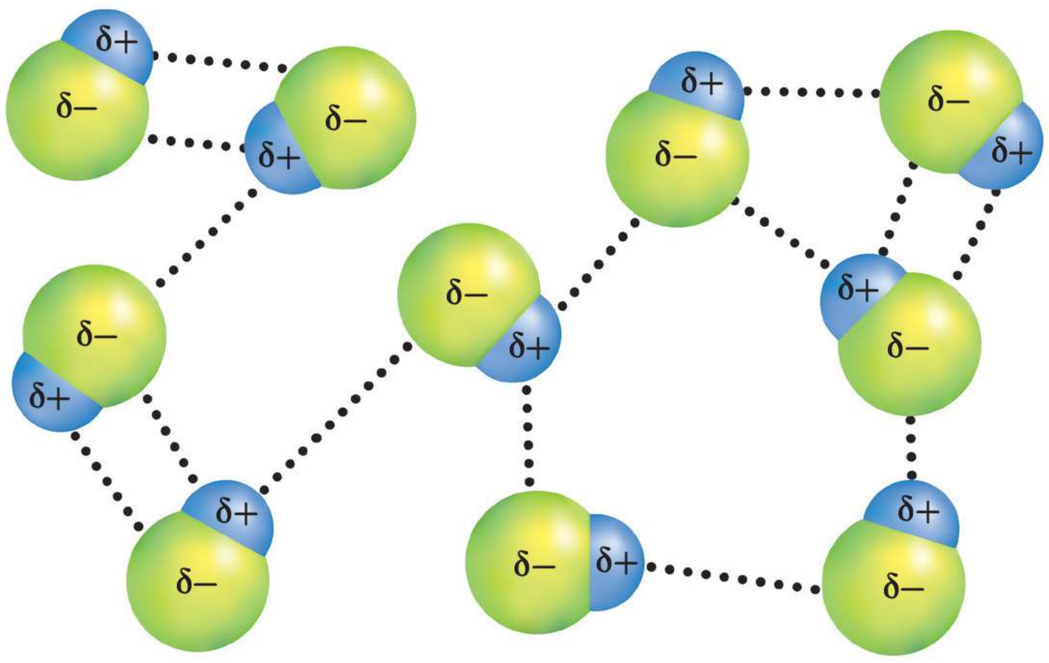
تمثل إشارة +δ منطقة الشحنة الجزئية الموجبة المؤقتة، وتمثل إشارة -δ منطقة الشحنة الجزئية السالبة المؤقتة على الجزيء.

تذكر أيضًا أن حركة الإلكترونات دائمة داخل السحب الإلكترونية. وعندما يقترب جزيئان أحدهما من الآخر ـ ولا سيما عند تصادمهما ـ فإن السحب الإلكترونية لأحدهما تتنافر مع السحب الإلكترونية للجزيء الآخر، فتصبح كثافة الإلكترونات حول كل نواة ـ ولو لحظة ـ لكل سحابة إلكترونية أكبر في جهة عن الأخرى، فيشكّل كل جزيء ثنائية قطبية مؤقتة. وعند اقتراب ثنائيات الأقطاب المؤقتة بعضها من بعض تنشأ قوى تشتت ضعيفة بين مناطق الشحنات المختلفة لثنائية الأقطاب، كما هو موضح في الشكل 9-6.

ماذا قرأت؟ فسر سبب تكون قوى التشتت.

تنشأ قوى التشتت بين الجسيمات كافة، ولكنها قوى ضعيفة بالنسبة إلى الجسيمات الصغيرة، ويزداد تأثيرها مع ازدياد عدد الإلكترونات. لذلك كلّما زاد حجم الجسيم تصبح قوى التشتت أكثر قوة، وبالتالي فإن قوى التشتت بين جزيئات اليود أقوى من قوى التشتت بين جزيئات البروم في مجموعة الهالوجينات.

تتكون قوى التشتت نتيجة للحركة العشوائية للإلكترونات في السحابة الإلكترونية للجزيء، مما يؤدي إلى تكوّن ثنائيات أقطاب لحظية (مؤقتة) تتجاذب فيما بينها.



الشكل 10-6 توجّه الجزيئات القطبية المجاورة نفسها، بحيث تصطف الشحنات المتعاكسة معًا.

حدّد أنواع القوى الممثلة في الشكل.

وهذا الفرق في قوى التشتت يفسر سبب وجود كل من الفلور والكلور في الحالة الغازية، والبروم سائلاً، واليود صلبًا عند درجة حرارة الغرفة .

ماذا قرأت؟ **استنتج الحالة الفيزيائية لعنصر الأستاتين** (At) عند درجة حرارة الغرفة، مبينًا سبب ذلك.

الحالة الفيزيائية المتوقعة للأستاتين (At) هي الحالة الصلبة. السبب هو أن قوى التشتت تزداد بزيادة عدد الإلكترونات، وبما أن الأستاتين يقع أسفل اليود الصلب في مجموعة الهالوجينات، فإن لديه عدد إلكترونات أكبر وقوى تشتت أقوى، مما يجعله صلبًا.

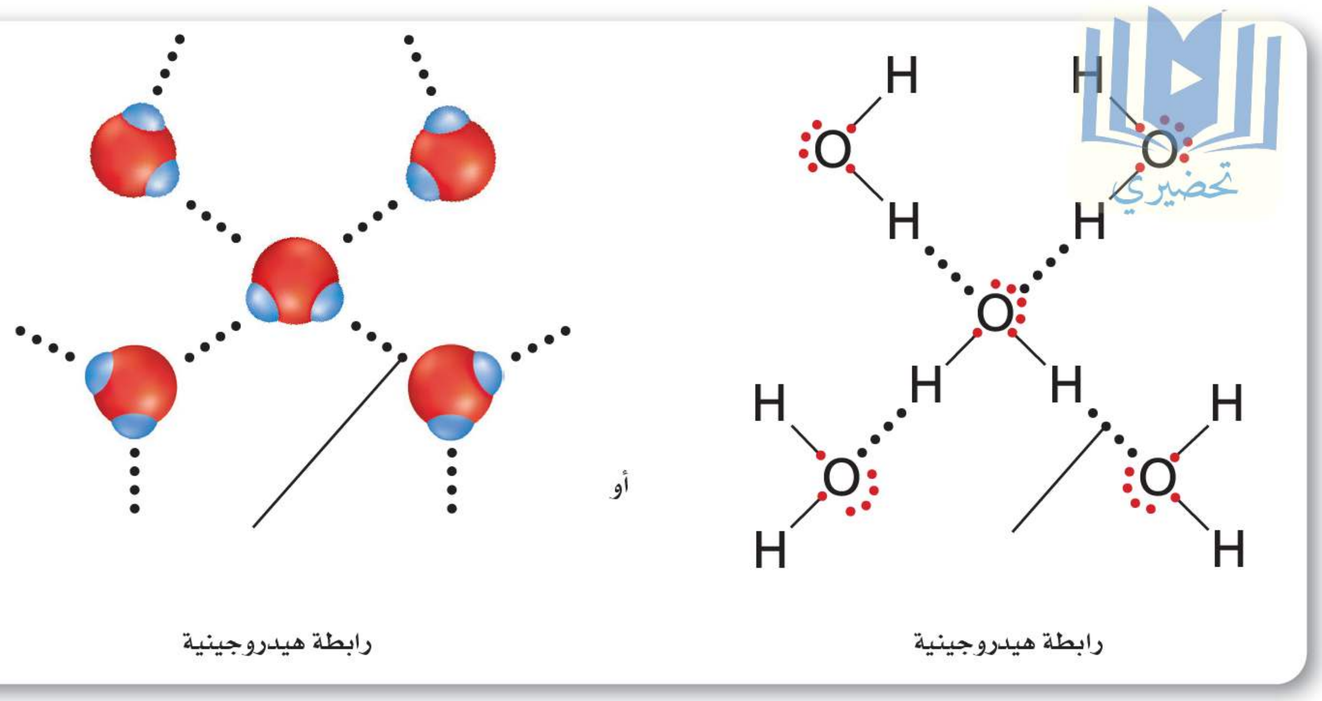
قوى ثنائية القطبية تحتوي الجزيئات القطبية على ثنائية قطبية دائمة، أي أن بعض المناطق في الجزيء القطبي تكون دائمًا سالبة جزئيًّا، وبعضها الآخر يكون موجبًا جزئيًّا، مما يخلق تجاذبًا بين هاتين المنطقتين المختلفتي الشحنة، وهذا ما يسمى **ثنائية القطبية** . أما الجزيئات القطبية المجاورة فتوجه نفسها، بحيث تصطف الشحنات المتعاكسة معًا .

عندما تقترب جزيئات غاز كلوريد الهيدروجين بعضها من بعض تنجذب ذرة الهيدروجين الموجبة جزئيًّا في الجزيء نحو ذرة الكلور في جزيء آخر، والتي تكون سالبة جزئيًّا. يوضح **الشكل 10-6** تجاذبات متعددة بين جزيئات كلوريد الهيدروجين؛ لأنّ ثنائية القطبية دائمة في هذا الجزيء القطبي، فمن المتوقع أن تكون القوى الثنائية القطبية أقوى من قوى التشتت. ويمكن أن يكون هذا التوقع صحيحًا في الجزيئات القطبية الصغيرة؛ إذ إن لها ثنائية قطبية كبيرة. ومع ذلك فالكثير من الجزيئات القطبية ـ ومنها جزيئات كلوريد الهيدروجين HCl الموضحة في **الشكل 10-6** ـ تبقى قوى التشتت فيها أكبر من القوى الثنائية القطبية.

ماذا قرأت؟ **قارن** بين القوى الثنائية القطبية وقوى التشتت.

الروابط الهيدروجينية نوع خاص من القوى الثنائية القطبية، وتحدث بين الجزيئات التي تحتوي على ذرة هيدروجين مرتبطة مع ذرة صغيرة ذات كهروسالبية كبيرة تحتوي على الأقل على زوج واحد من الإلكترونات غير الرابطة.

القوى ثنائية القطبية هي قوى تجاذب بين جزيئات قطبية دائمة، بينما قوى التشتت هي قوى تجاذب مؤقتة تحدث بين جميع الجزيئات (القطبية وغير القطبية) بسبب الحركة اللحظية للإلكترونات. تكون القوى ثنائية القطبية أقوى من قوى التشتت بين جزيئات متقاربة في الحجم.

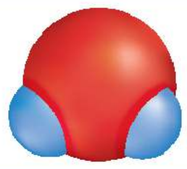
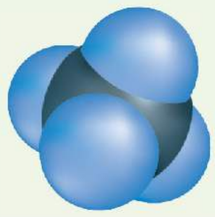


الشكل 11-6 الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء أقوى من تجاذب الثنائية القطبية؛ وذلك لأن الرابطة بين الهيدروجين والأكسجين ذات قطبية كبيرة.

وتتغلب عادة الروابط الهيدروجينية على كل من قوى التشتت والقوى الثنائية القطبية. ولكي تتكوّن **الرابطة الهيدروجينية** لا بد للهيدروجين أن يرتبط إما مع ذرة فلور أو أكسجين أو نيتروجين؛ حيث تكون كهروسالبية هذه الذرات كافية لجعل ذرة الهيدروجين ذات شحنة جزئية موجبة، وتكون هذه الذرات في الوقت نفسه صغيرة بقدر كاف يسمح لأزواج الإلكترونات غير الرابطة فيها بالاقتراب من ذرات الهيدروجين. فعلى سبيل المثال، لذرات الهيدروجين في جزيء الماء شحنة جزئية موجبة كبيرة، ولذرة الأكسجين شحنة جزئية سالبة كبيرة، وعند اقتراب جزيئات الماء تنجذب ذرة الهيدروجين في الجزيء نحو زوج الإلكترونات غير الرابط مع ذرة أكسجين في جزيء آخر، كما هو موضح في **الشكل 11-6**.

تفسر الرابطة الهيدروجينية سبب وجود الماء في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة، بينما تكون المركبات المشابهة للماء في كتلتها المولية في الحالة الغازية. انظر إلى البيانات الواردة في **الجدول 3-6**. من السهل تفسير الفرق بين الماء والميثان؛ فجزيئات الميثان غير قطبية، والقوى الوحيدة التي تربط بين جزيئاتها هي قوى

الجدول 3-6 خواص بعض المركبات الجزيئية

المركب	الشكل الفراغي	الكتلة المولية (g/mol)	درجة الغليان (c°)
الماء (H_2O)		18.0	100
الميثان (CH_4)		16.0	−164
الأمونيا (NH_3)		17.0	−33.4

التشـــتت الضعيفة. أما الفرق بين الماء والأمونيا فغير واضح؛ حيث يمكن لجزيئات هذين المركبين تكويـــن روابط هيدروجينية. ولأن الأمونيا تكون غـــازًا عند درجة حرارة الغرفة فذلك يدل على أن قوى الترابط بين جزيئات الأمونيا ليســـت قوية. ولأن ذرات الأكسجين أكثر كهروسالبية من ذرات النيتروجين فإن الرابطة بين O–H في جزيء الماء أكثر قطبية من الرابطة بين N–H في الأمونيا. ونتيجة لذلك فـــإن الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء أكثر قوة من الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الأمونيا.

التقويم 6-2

الخلاصة

- قـــوى الترابط داخل الجزيئـــات أقوى من القوى بين الجزيئات.
- قوى التشـــتت قـــوى بـــين الجزيئات غير القطبية تحدث بين أقطاب مؤقتة.
- تحدث قـــوى ثنائية القطبية بـــين الجزيئات القطبية.

14. الفكرة الرئيسة **فسر** ما الذي يحدّد حالة المادة عند درجة حرارة معينة؟

15. قارن بين القوى بين الجزيئات والقوى الجزيئية.

16. قوّم أيّ الجزيئات الآتية يستطيع تكوين روابط هيدروجينية، وأيّها يحتوي على قوى التشتت فقط بوصفها قوى بين الجزيئات؟ فسر إجابتك.

a. H_2 **b.** H_2S **c.** HCl **d.** HF

17. تفسير البيانات هناك أربع روابط تساهمية أحادية في جزيء الميثان CH_4، بينما يوجد 25 رابطة تســـاهمية أحادية في جـــزيء الأوكتان C_8H_{18}. كيف يؤثر عدد الروابط في قوى التشتت في كلا المركبين؟ وأي المركبين يكون في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة، وأيهما في الحالة السائلة؟

14. الذي يحدد حالة المادة عند درجة حرارة معينة هو قوة التجاذب بين جسيماتها (القوى بين الجزيئية). كلما كانت هذه القوى أكبر، احتجنا إلى طاقة أعلى للتغلب عليها، فتكون المادة في الحالة السائلة أو الصلبة.

15. القوى الجزيئية (الروابط داخل الجزيء) هي قوى كيميائية قوية تربط الذرات معًا لتكوين جزيء. أما القوى بين الجزيئات فهي قوى تجاذب ضعيفة توجد بين الجزيئات المتجاورة.

16. يستطيع جزيء HF تكوين روابط هيدروجينية لأن الهيدروجين مرتبط بذرة الفلور ذات الكهروسالبية العالية.
جزيء H_2 يحتوي على قوى تشتت فقط لأنه جزيء غير قطبي.

17. جزيء الأوكتان (C_8H_{18}) له عدد أكبر من الإلكترونات مقارنة بجزيء الميثان (CH_4). هذا يؤدي إلى قوى تشتت أقوى بكثير في الأوكتان. نتيجة لذلك، يكون الميثان غازًا عند درجة حرارة الغرفة (قوى تشتت ضعيفة)، بينما يكون الأوكتان سائلاً (قوى تشتت قوية).

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

6–3

المواد السائلة والمواد الصلبة

Liquids and Solids

الأهداف

- **تقارن** بين ترتيب الجسيمات في كل من المواد الصلبة والسائلة.
- **تصف** العوامل التي تؤثر في اللزوجة.
- **تفسر** العلاقة بين وحدة البناء والشبكة البلورية.

مراجعة المفردات

الشكل الهلالي: سطح السائل المنحني (مقعر أو محدب).

المفردات الجديدة

اللزوجة
التوتر السطحي
عوامل خافضة للتوتر السطحي
المادة الصلبة المتبلورة
وحدة البناء
التآصل
المواد الصلبة غير المتبلورة

الفكرة الرئيسة **لجسيمات المواد الصلبة والسائلة قدرة محدودة على الحركة، كما يصعب ضغطها بسهولة.**

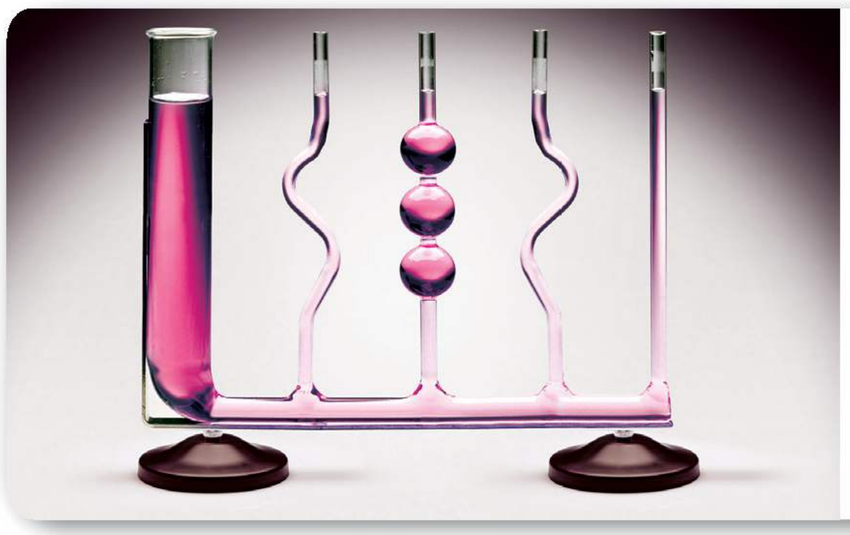
الربط مع الحياة هل فكرت يومًا لماذا يكون سكب القَطْر (مركز محلول السكر) (Syrup) المحفوظ في الثلاجة صعبًا مقارنة بسكب القطر المحفوظ خارجها؟ لعلك تعلم أن تسخين القطر يجعل سكبه سهلاً. ولكن لماذا تساعد زيادة درجة الحرارة على ذلك؟

السوائل Liquids

على الرغم من أن نظرية الحركة الجزيئية قد طُوّرت لتفسير سلوك الغازات، إلاّ أنه يمكن تطبيقها أيضًا على السوائل والمواد الصلبة، آخذين في عين الاعتبار قوى الترابط بين جسيماتها، إضافة إلى الطاقة الحركية لجسيماتها.

تعلم مما درست سابقًا أن السوائل تأخذ شكل الوعاء الذي توجد فيه، ولكنها تحتفظ بحجمها ثابتًا، أي أن جسيماتها تنساب لتتكيف مع شكل الوعاء، ولكن السوائل لا تتمدّد لتملأ الوعاء تمامًا، كما هو موضح في **الشكل 12-6**. وبالرجوع إلى نظرية الحركة الجزيئية نجد أن جسيمات السائل لا تبقى في مكان ثابت، حيث تحد قوى التجاذب بين جسيمات السائل من مدى حركتها، فتبقى جسيمات السائل متقاربة، ويوجد بينها مسافات تسمح بإنزلاقها فوق بعضها البعض.

الكثافة والضغط تكون السوائل أكثر كثافة من الغازات عند درجة حرارة 25°C وضغط جوي 1atm. وتكون كثافة السوائل أكبر كثيرًا من أبخرتها عند الظروف الجوية نفسها. فكثافة الماء السائل مثلًا أكثر 1250 مرة تقريبًا من كثافة بخار الماء عند درجة حرارة 25°C وضغط جوي 1atm. ونظرًا إلى وجودهما عند درجة الحرارة نفسها، فإن لكل من جسيمات الغاز والسائل متوسط الطاقة الحركية نفسه. ويعود الارتفاع في كثافة السوائل إلى القوى بين الجزيئية التي تربط الجسيمات معًا. وتختلف السوائل عن الغازات في أنها تعد غير قابلة للضغط في كثير من التطبيقات، والتغير في حجمها صغير جدًّا؛ لأن جسيمات السائل متراصَّة



الشكل 12-6 تنساب السوائل لتأخذ شكل الوعاء الذي توجد فيه، ولكنها لا تتمدد كالغازات لتملأ الوعاء.

استنتج سبب وجود السائل عند المستوى نفسه في كل من الأنابيب المتصلة معًا.

استنتج: لأن جزيئات السائل لها القدرة على الانسياب والحركة، وقوى الجاذبية تسحبها إلى الأسفل بشكل متساوٍ في جميع أجزاء الوعاء المتصل، مما يؤدي إلى تساوي الضغط عند أي عمق محدد، وبالتالي يستوي السطح عند نفس الارتفاع في جميع الأنابيب.

بإحكام، ويتطلب الأمر ممارسة ضغط هائل عليه لتقليل حجمه مقدارًا ضئيلًا جدًّا.

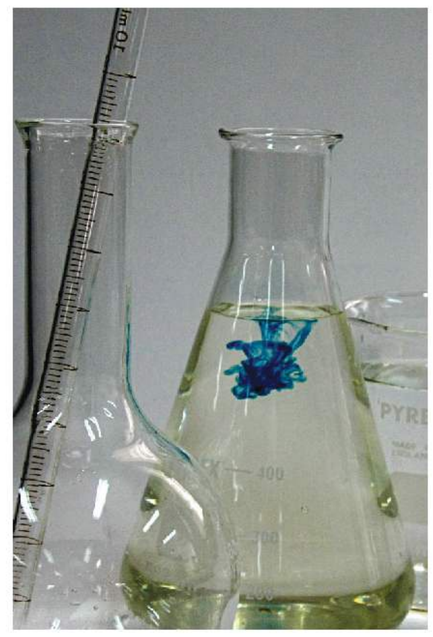
الميوعة تصنف الغازات والسوائل على أنها موائع، بسبب قابليتها للانتشار والانسياب. يوضح **الشكل 13-6** انسياب أحد السوائل عبر سائل آخر. وتنساب السوائل عادة أبطأ من انتشار الغازات عند درجة الحرارة نفسها، وذلك نتيجة تدخل القوى بين الجزيئات في عملية الانسياب، ولهذا تكون السوائل أقل ميوعة من الغازات. ويمكننا توضيح هذا الفرق بالمقارنة بين الماء والغاز الطبيعي. فعند وجود تسرب في أنبوب ماء في الطابق السفلي في منزل مثلاً يبقى الماء في الطابق نفسه ما لم تكن كمية الماء المتسرب تفوق حجم الطابق السفلي كله.

ولو أن الغاز الطبيعي تسرّب في الطابق السفلي مثلاً فلن يقتصر وجوده على الطابق السفلي فقط، وإنما سينتشر في كل أرجاء المنزل. ولأن الغاز الطبيعي بلا رائحة فإن الشركات تضيف إليه رائحة مميزة؛ لكي تحذّر الناس، وتمكّنهم من معرفة مكان تسرب الغاز، فيتمكن ساكنوا المنزل من إغلاق مصدر الغاز المتسرِّب، وفتح النوافذ للسماح للغاز بالانتشار، والاتصال بشركة الغاز لإصلاح مكان التسرب.

اللزوجة هي خاصية تلحظها كلما حاولت إخراج العسل من القارورة. و**اللزوجة** هي مقياس مقاومة السائل للتدفق والانسياب؛ حيث تكون جسيمات السائل قريبة بعضها من بعض، حتى أن قوى التجاذب بينها تبطئ من حركتها عندما يتجاوز بعضها بعضًا. ويمكن تحديد لزوجة السائل من خلال نوع القوى بين الجزيئات وحجم الجسيمات وشكلها، إضافة إلى درجة الحرارة.

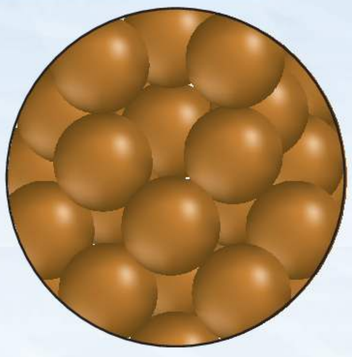
يجب أن تعرف أنه ليست كل السوائل لزجة؛ فقد اكتشف العلماء عام 1937م ما يعرف بالميوعة الفائقة، حيث برّد العلماء سائل الهيليوم إلى درجة حرارة دون $-270.998^{\circ}C$ فوجدوا أن خصائصه قد تغيرت؛ إذ فقد سائل الهيليوم لزوجته،

الشكل 13-6 للغازات والسوائل القدرة على الانتشار والانسياب وتظهر هذه الصورة انسياب أحد السوائل عبر الأخر.



الشكل 14-6 دراسة حالات المادة
لقد أدت الاكتشافات العلمية إلى فهم أكبر عن حالات المادة.

460 قبل الميلاد وضع الفلاسفة نظرية تنص على أن المواد تتكون من أربعة عناصر هي النار والهواء والماء والتراب.



400 قبل الميلاد طوّر الفيلسوف ديمقريطس النظرية القائمة على أن المواد كلها تتكون من أجزاء صغيرة لا تتجزأ سمّاها ذرات.

360 قبل الميلاد رفض الفيلسوف أرسطو نظرية ديمقريطس، ودعم الاعتقاد بأن المادة تتكون من نار وهواء وماء وتراب.

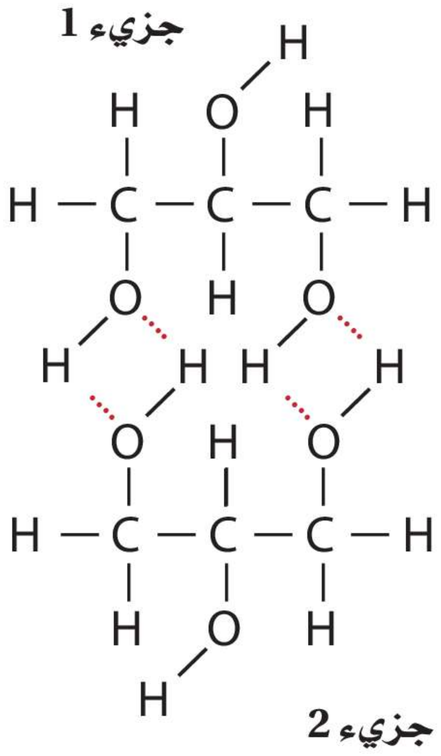
1643 بعد الميلاد برهن اختراع البارومتر على وجود وزن للهواء.

1734 بعد الميلاد اقترح دانيال بيرنولي أن ضغط الغاز ناتج عن تصادم جسيمات الغاز بجدران الوعاء المحصور داخله.

أي مقاومته للانسياب. ويوضح **الشكل 14-6** اكتشاف مفهوم الميوعة الفائقة، ومعلومات أخرى عن حالات المادة.

قوى التجاذب كلما كانت القوى بين الجزيئات في السوائل كبيرة زادت درجة لزوجتها. فمثلا تعد مادة الجليسرول التي تستخدم في المختبر في تشحيم الأدوات سائلًا لزجًا. ويوضح **الشكل 15-6** الصيغ البنائية للرابطة الهيدروجينية التي تجعل الجليسرول مادة لزجة جدًّا. حيث تستطيع ذرات الهيدروجين المرتبطة مع ذرات الأكسجين في كل جزيء جليسرول تكوين روابط هيدروجينية مع جزيء جليسرول آخر. وتوضح النقاط الحمراء في **الشكل 15-6** أماكن تشكُّل الروابط الهيدروجينية بين الجسيمات.

حجم الجسيمات وشكلها يؤثر حجم جسيمات المادة وشكلها في لزوجتها. تذَكر أن كتلة الجسيمات وسرعة حركتها تحددان الطاقة الحركية الكلية لها. افترض أن قوى التجاذب بين جسيمات السائل (A) مساوية لقوى التجاذب بين جسيمات السائل (B)، وإذا كانت كتلة جسيمات السائل (A) أكبر من كتلة جسيمات السائل (B)، فيكون السائل (A) أكثر لزوجة من السائل (B)، لذا فإن حركة الجسيمات في السائل (A) تكون على الأرجح أبطأ من حركة جسيمات السائل (B). وتكون لزوجة الجسيمات ذات السلاسل الطويلة في تركيبها ـ ومنها الزيت المستخدم في الطبخ أو زيت المحركات ـ أكبر من لزوجة الجسيمات ذات السلاسل القصيرة، على افتراض أنّ الجسيمات تبذل النوع نفسه من قوى التجاذب. ففي السلاسل الطويلة تكون المسافات بين ذرات الجسيمات المتجاورة قصيرة جدًّا، وبهذا تكون فرصة حدوث تجاذب بين الذرات أكبر.



الشكل 15-6 يوضح الشكل جزيئين من الجليسرول والرابطة الهيدروجينية بينهما.

حدّد عدد الروابط الهيدروجينية التي يمكن لجزيء من الجليسرول تكوينها مع جزيء آخر.

حدد: يمكن لجزيء الجليسرول الواحد أن يكوّن ثلاث روابط هيدروجينية مع جزيئات أخرى، وذلك لاحتوائه على ثلاث مجموعات هيدروكسيل (-OH) قادرة على المشاركة في تكوين هذه الروابط.

درجة الحرارة تنخفض اللزوجة مع ارتفاع درجة الحرارة، فلا ينتشر زيت الطبخ في المقلاة إلاّ عند تسخينه، حيث إن زيادة درجة الحرارة تزيد الطاقة الحركية لجسيمات الزيت. وتساعد هذه الطاقة الجسيمات على التغلب على القوى بين الجزيئية التي يرتبط بعضها مع بعض، وتمنعها من الانسياب.

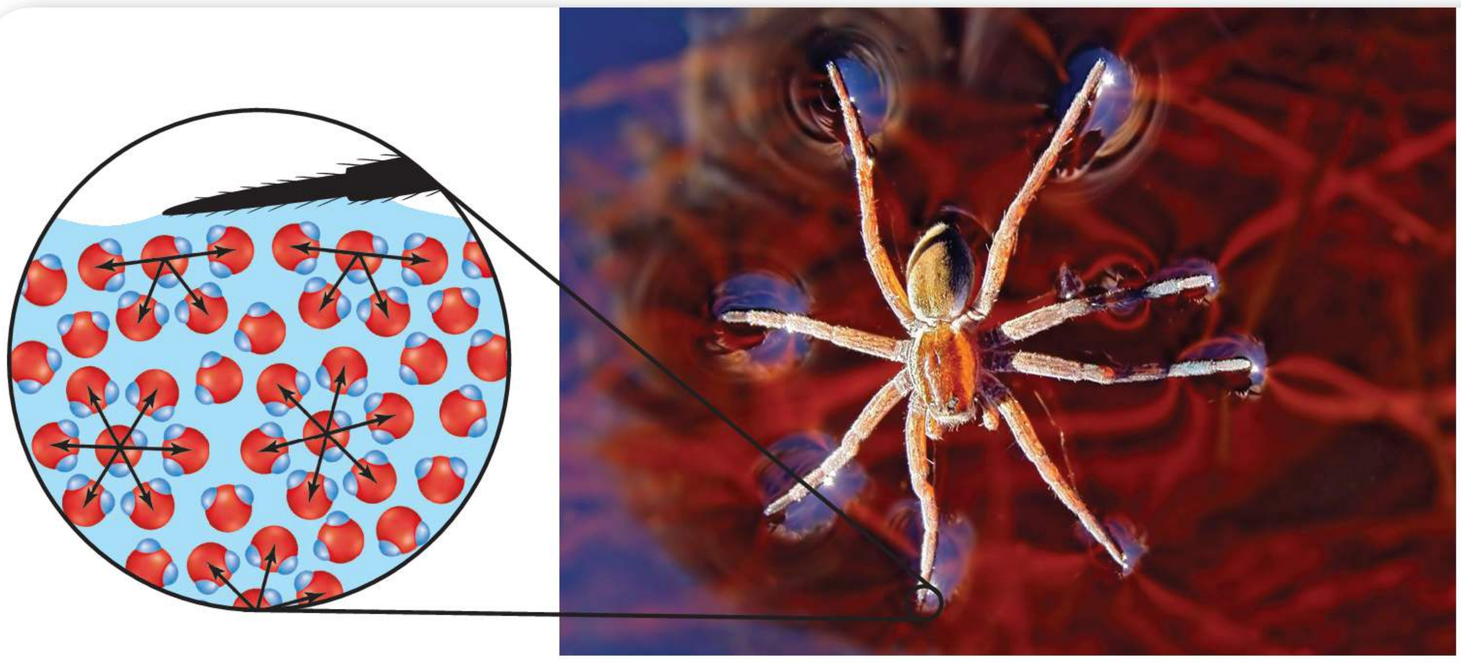
ويعدّ زيت المحرك الذي يقلل من احتكاك الأجزاء المتحركة فيه مثالًا آخر على تأثير درجة الحرارة في اللزوجة. ولذلك استعمل الناس قديمًا مزيجًا مختلفًا من زيت المحرك في الصيف والشتاء، فصُمّم زيت يُستخدم في الشتاء لينساب عند درجات حرارة منخفضة، وآخر في الصيف أكثر لزوجة ليناسب درجات الحرارة المرتفعة جدًّا أو في المسافات الطويلة. أما في الوقت الحاضر فيتم إضافة مواد خاصة إلى زيت المحرك لتعديل لزوجته حتى يُستخدم المزيج نفسه على مدار السنة. والجسيمات في المواد المضافة عبارة عن كرات مضغوطة ذات لزوجة منخفضة نسبيًّا عند درجات الحرارة المنخفضة، أما عند ارتفاع درجة الحرارة فيتحوّل شكل جسيمات المواد المضافة إلى خيوط طويلة تتشابك مع جسيمات زيت المحرك لترفع لزوجته.

ماذا قرأت؟ استنتج لماذا يجب أن يبقى زيت المحرك لزجًا؟

ماذا قرأت؟: يجب أن يبقى زيت المحرك لزجًا ليحافظ على طبقة واقية ومستمرة بين أجزاء المحرك المعدنية المتحركة. هذه الطبقة تقلل من الاحتكاك المباشر وتمنع تآكل الأجزاء، خاصة في درجات الحرارة العالية الناتجة عن تشغيل المحرك.

التوتر السطحي لا يتساوى تأثير القوى بين الجزيئات في جسيمات السائل جميعها، كما يوضح **الشكل 16-6**؛ فالجسيمات الموجودة وسط السائل تنجذب إلى تلك الموجودة فوقها، وأسفل منها وعلى جانبيها. أما الجسيمات الموجودة على سطح السائل فلا توجد قوة تجاذب من أعلى توازن التي أسفل منها، ولذلك تجذبها محصلة القوة النهائية إلى أسفل، فيحتل السطح أقل مساحة ممكنة، بحيث يبدو كأنه مشدود بإحكام مثل سطح الطبلة. ولزيادة مساحة السطح لا بد للجسيمات الموجودة في الداخل أن تتحرك نحو السطح، وهذا يتطلب طاقة للتغلب على قوى التجاذب التي تربط الجسيمات بعضها ببعض في الداخل. وتُسمّى الطاقة اللازمة لزيادة مساحة سطح السائل بمقدار معين **التوتر السطحي**. وهذه الظاهرة مقياس لمقدار قوة السحب إلى الداخل بوساطة الجسيمات الموجودة داخل السائل.

الشكل 16-6 تُجذَب جسيمات الماء الموجودة عند سطحه نحو الداخل؛ حتى تتوازن قوى التجاذب والتنافر بينها.



تسمح ظاهرة التوتر السطحي للعنكبوت بالسير على سطح الماء.

تعمل القوى بين الجزيئات تحت سطح الماء على إحداث التوتر السطحي.

وعمومًا كلما زادت قوى التجاذب بين الجسيمات زاد التوتر السطحي؛ فللماء توتر سطحي عالٍ؛ بسبب قدرة جسيماته على تكوين روابط هيدروجينية متعددة. وتكون قطرات الماء كروية الشكل؛ لأن مساحة سطح القطرة الكروية أصغر من مساحة سطح أي شكل آخر له الحجم نفسه. والتوتر السطحي الكبير للماء كما هو موضح في **الشكل 16-6** هو الذي يساعد العنكبوت على السير والوقوف على سطح ماء البركة.

وهذه القوى التي تمكّن العنكبوت من المكوث على سطح ماء البركة دون أن يغوص هي نفسها التي تجعل انتزاع الأوساخ عن الجلد والملابس باستخدام الماء وحده صعبًا؛ لأن جسيمات الأوساخ لا تستطيع اختراق سطح قطرات الماء. فالماء وحده لا يمكنه انتزاع الأوساخ. ولكن عند استخدام المنظفات والصابون مع الماء يقل التوتر السطحي للماء بتكسير الروابط الهيدروجينية بين جسيمات الماء، وعندها ينتشر الماء ويحمل الأوساخ بعيدًا. وتسمى المركبات التي تعمل على خفض التوتر السطحي للماء **عوامل خافضة للتوتر السطحي**.

التماسك والتلاصق يمكنك أن تلاحظ أن سطح الماء يكون غير مستوٍ عند وضعه في أوعية ضيّقة، كالأنابيب الزجاجية، انظر **الشكل 17-6**؛ حيث يكون السطح على شكل هلال مقعر ينخفض في منطقة الوسط. ويوضح **الشكل 17-6** ما يحدث للماء على مستوى الجزيء. فهناك نوعان مهمان من القوى، هما: التماسك والتلاصق؛ حيث يصف التماسك قوة الترابط بين الجسيمات المتماثلة. أما التلاصق فيصف قوة الترابط بين الجسيمات المختلفة. ولأن قوى التلاصق بين جسيمات الماء وثاني أكسيد السليكون في الزجاج أكبر من قوى التماسك بين جسيمات الماء، لذا يرتفع الماء على طول الجدران الداخلية للأنابيب الأسطوانية.

الخاصيّة الشِعرية يرتفع الماء إلى أعلى في الأنبوب الأسطواني إذا كان رفيعًا جدًّا. وتسمى هذه الأنابيب الرفيعة الأنابيب الشِّعرية. كما تسمى حركة ارتفاع الماء داخل هذه الأنابيب الخاصية الشِّعرية التي تفسّر سبب امتصاص المناديل الورقية لكميات كبيرة من الماء؛ حيث يُسحب الماء داخل الفراغات الضيّقة بين ألياف السليلوز الموجودة في المناديل الورقية، باستخدام الخاصية الشعرية، إضافة إلى تكوّن روابط هيدروجينية بين جسيمات الماء وجسيمات السليلوز.

المفردات

الاستخدامات العلمية والشائعة

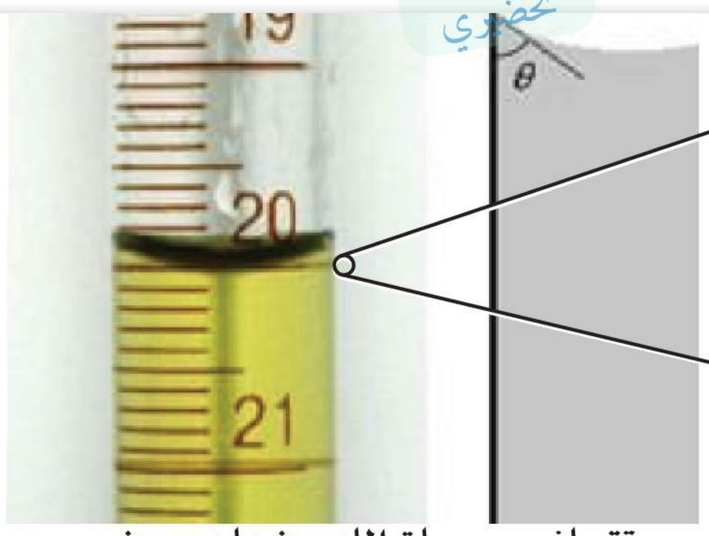
القوة

الاستخدام العلمي: الدفع أو السحب المؤثران في الجسم اتجاهًا ومقدارًا.

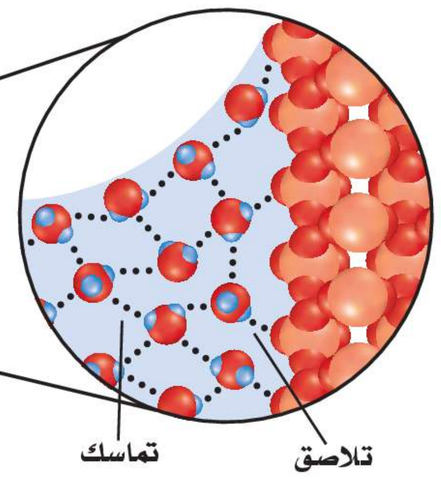
توجد قوة الجاذبية بين أي جسمين لهما كتلة، وتتناسب القوة طرديًّا مع حاصل ضرب كتلتيهما.

الاستخدام الشائع: مجموعة من الناس لديهم القدرة على العمل لتحقيق النتائج المطلوبة.

زادت قوة العمال في الشركة إنتاجها في العام الماضي.



تتجاذب جسيمات الماء بعضها مع بعض – تماسك – وتتجاذب مع جسيمات ثاني أكسيد السليكون في الزجاج – تلاصق.



إن قوى التجاذب التي بين جسيمات الماء وثاني أكسيد السليكون في الزجاج تؤثر على جسيمات الماء لتدفعها نحو الأعلى وذلك نتيجة قوى التلاصق.

الشكل 17-6 لجسيمات الماء خاصيتا التماسك والتلاصق.

استنتج لماذا يكون مستوى الماء مرتفعًا داخل الأنابيب الشعرية الدقيقة.

استنتج: يرتفع مستوى الماء داخل الأنابيب الشعرية الدقيقة بسبب الخاصية الشعرية، حيث تكون قوى التلاصق بين جزيئات الماء وجدران الأنبوب الزجاجية أقوى من قوى التماسك بين جزيئات الماء نفسها، مما يؤدي إلى سحب الماء إلى الأعلى.

المواد الصلبة Solids

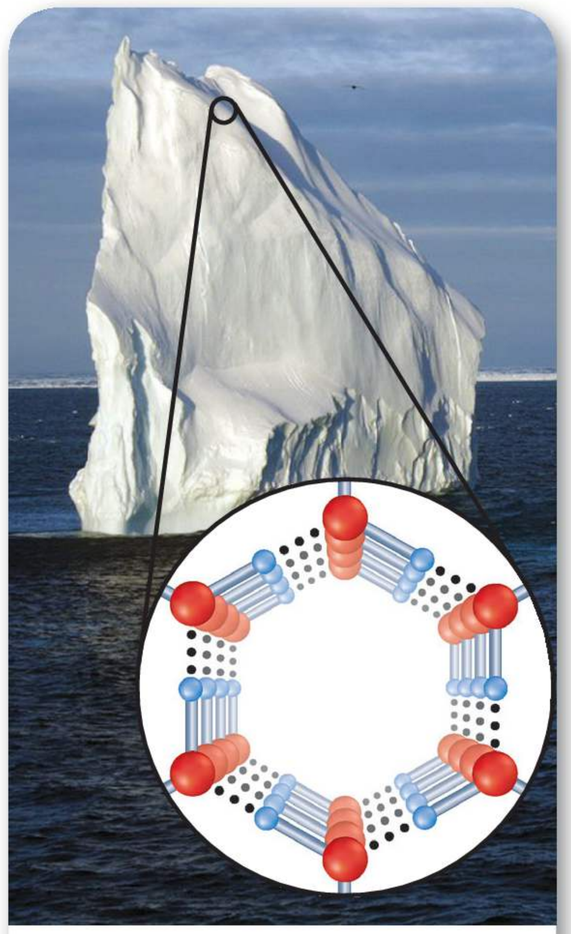
هل تساءلت يومًا عن سبب وجود المواد الصلبة بشكل وحجم محددين؟ حسب نظرية الحركة الجزيئية فإن لمول واحد من جسيمات المادة الصلبة كمية الطاقة الحركية نفسها الموجودة في مول واحد من المادة السائلة أو الغازية عند درجة الحرارة نفسها. وحسب التعريف فإن جسيمات المادة الصلبة يجب أن تكون في حركة ثابتة. ولكي تبقى المادة في الحالة الصلبة عند درجة حرارة معينة لا بد من وجود قوى تجاذب قوية بين جسيماتها، بحيث تكون قادرة على تقييد حركة هذه الجسيمات لتجعلها تهتز إلى الأمام والخلف، مع الاحتفاظ بمكانها الثابت. ولهذا يمكن القول إن هناك نظامًا في حالة الصلابة أكثر منه في حالة السيولة، وبسبب هذا النظام لا تعتبر المادة الصلبة مائعًا بينما يمكن تصنيف السوائل والغازات على أنها موائع.

كثافة المواد الصلبة تكون جسيمات المادة الصلبة عمومًا بعضها قريب من بعض أكثر مما هي عليه في المادة السائلة. ولهذا تكون معظم المواد الصلبة أكثر كثافة من معظم السوائل، وعند وجود مادة في الحالة الصلبة والحالة السائلة في الوقت نفسه فإن المادة الصلبة عادة ما تغرق في السائل؛ فالمكعبات الصلبة من البنزين تغرق في البنزين السائل؛ وذلك لأن البنزين الصلب أكثر كثافة من البنزين السائل. وهناك فرق حوالي 10% تقريبًا في الكثافة بين المواد في الحالة الصلبة والحالة السائلة. ولأن جسيمات المواد الصلبة متقاربة ومتراصة فإن مقدارًا عاديًّا من الضغط لن يُحدث تغييرًا في حجمها.

لا يمكنك توقع نسبة كثافة الثلج الصلب إلى الماء السائل معتمدًا على ما ورد في حالة البنزين؛ فمكعبات الثلج والجبال الجليدية تطفو فوق الماء؛ لأن حكمة الله اقتضت أن تكون كثافة الماء في حالة الصلابة أقل من كثافته في حالة السيولة. ويوضح **الشكل 18-6** السبب في هذه الحالة الاستثنائية للماء، فعندما يتجمد الماء يكوّن كل جزيء ماء أربع روابط هيدروجينية مع أربعة جسيمات متجاورة، ونتيجة لهذا تكون جسيمات الماء في الثلج أقل تقاربًا من بعض مما في الماء السائل.

ماذا قرأت؟ **صف** حاول أن تصف بكلماتك سبب طفو الثلج فوق الماء؟

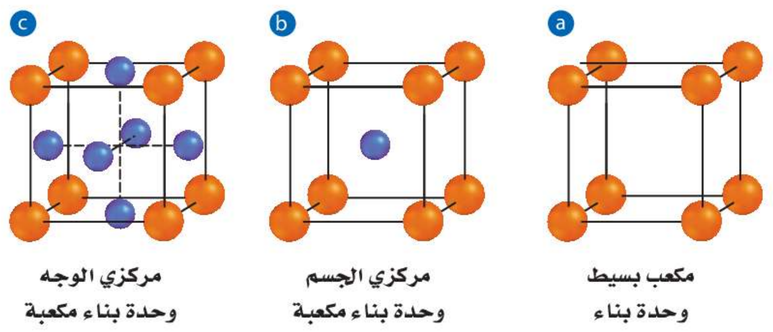
المواد الصلبة البلورية على الرغم من أن كثافة الثلج حالة غير عادية إلاّ أن جسيمات الثلج متراصة كباقي المواد الصلبة بطريقة يسهل التنبؤ بها. **فالمادة الصلبة البلورية** مادة ذراتها أو أيوناتها أو جزيئاتها مرتبة في شكل هندسي منتظم، ويمكن تمثيل مواقع الجسيمات في البلورة في صورة نقاط ضمن إطار يسمى الشبكة البلورية. وهناك ثلاث طرائق تترتب من خلالها الجسيمات داخل الشبكة البلورية لتكوين مكعب، كما هو موضح في **الشكل 19-6**.



الشكل 18-6 يطفو جبل الجليد فوق الماء بسبب تكوّن أربع روابط هيدروجينية مع أربع جسيمات متجاورة، ونتيجة لهذا تكون جسيمات الماء في الثلج أقل تقاربًا من بعض مما في الماء السائل.

مهن في الكيمياء

خبير المعادن خبراء المعادن مهندسون يهتمون بكل مراحل تصنيع المعادن، بدءًا من استخراجها والتنقيب عنها وتشكيلها على هيئتها النهائية. ولا بد لخبير المعادن في كل مرحلة من فهم الخواص الفيزيائية والكيميائية للمعادن.



الشكل 19-6 تبين هذه الرسوم ثلاث طرائق لترتيب الجسيمات في الشبكة البلورية، حيث تمثل كل كرة جسيمًا. a. تترتب الجسيمات عند زوايا المكعب فقط. b. وجود جسيم في وسط المكعب. c. وجود جسيمات وسط الأوجه الستة للمكعب، لكن لا وجود لأي جسيم وسط المكعب نفسه.

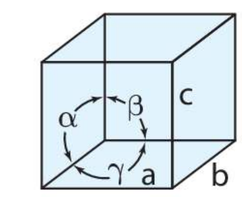
ماذا قرأت؟: كثافة الثلج (الماء الصلب) أقل من كثافة الماء السائل بسبب الروابط الهيدروجينية التي تكوّن بنية بلورية مفتوحة ذات فراغات أكبر. على عكس ذلك، البنزين يتبع القاعدة العامة حيث تكون كثافة حالته الصلبة أكبر من كثافة حالته السائلة.

وحدة البناء هي أصغر ترتيب للذرات في الشبكة البلورية يحمل التماثل نفسه، كما في البلورة ككل. وكما درست سابقًا، فوحدة البناء هي نموذج مصغّر من البناء الأكبر الكامل، ويمكن النظر إلى وحدة البناء على أنّ شكلها يحدد شكلَ البلورة كاملة.

يوضح **الجدول 4-6** سبعة تصنيفات للبلورات بناءً على الشكل، وتختلف أشكال البلورات بسبب أوجه أو سطوح وحدات البناء، التي لا تلتقي دائمًا في زوايا قائمة. كما أن أطراف تلك السطوح مختلفة في الطول. وقد استخدمت العلامات a، b، c في الجدول؛ لبيان الأطراف، وقد استخدمت العلامات α, β, γ لبيان الزوايا التي تلتقي عندها السطوح معًا.

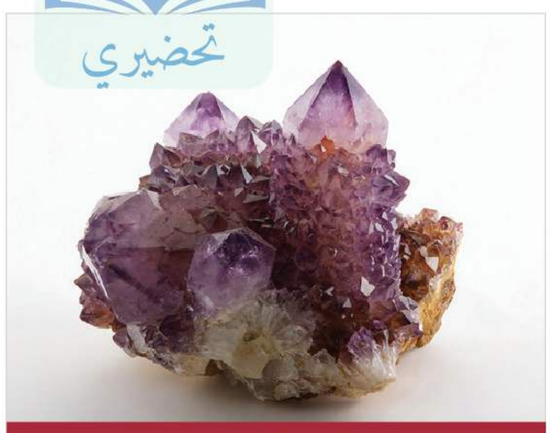
الجدول 4-6 **وحدات البناء**

هالايت

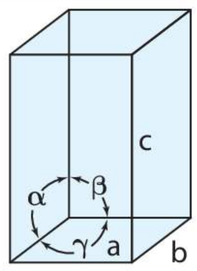


$a = b = c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90°$

مكعب



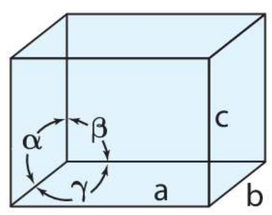
فيزوفيانايت



$a = b \neq c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90°$

رباعي الأوجه

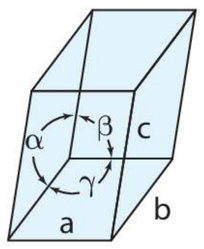
أراجونايت



$a \neq b \neq c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90°$

متوازي مستطيلات

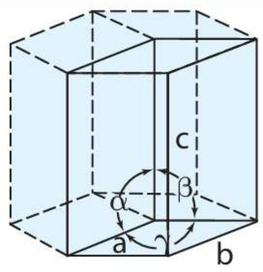
ميكروكلاين



$a \neq b \neq c$
$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90°$

ثلاثي الميل

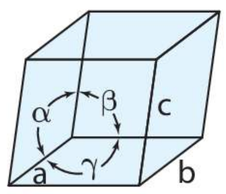
تورمالين



$a = b \neq c$
$\alpha = \beta = 90°,\ \gamma = 120°$

سداسي الأوجه

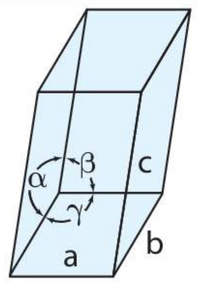
زمرد



$a = b = c$
$\alpha = \beta = \gamma \neq 90°$

معيني

كروسيت



$a \neq b \neq c$
$\alpha = \gamma = 90° \neq \beta$

أحادي الميل

الجدول 5-6 أنواع المواد الصلبة البلورية

النوع	وحدة الجسيمات	خصائص الحالة الصلبة	أمثلة
ذرية	الذرات	لينة إلى لينة جدًّا، درجة انصهار منخفضة، رديئة التوصيل.	عناصر المجموعة 18
الجزيئية	جسيمات	متوسطة اللين، تتفاوت درجات الانصهار بين المنخفضة والمرتفعة نسبيًّا، رديئة التوصيل.	I_2, H_2O, NH_3, CO_2, $C_{12}H_{22}O_{11}$
التساهمية الشبكية	ترتبط الذرات بروابط تساهمية	صلبة جدًّا، درجة انصهار مرتفعة، رديئة التوصيل عادة.	الألماس C الكوارتز SiO_2
الأيونية	أيونات	صلبة، هشة، درجة انصهار مرتفعة، رديئة التوصيل.	NaCl, KBr, $CaCO_3$
الفلزية	الذرات يحيط بها إلكترونات التكافؤ الحرة الحركة	لينة إلى صلبة، درجة انصهار بين المنخفضة والمرتفعة، قابلة للسحب والطرق، ممتازة التوصيل.	جميع العناصر الفلزية

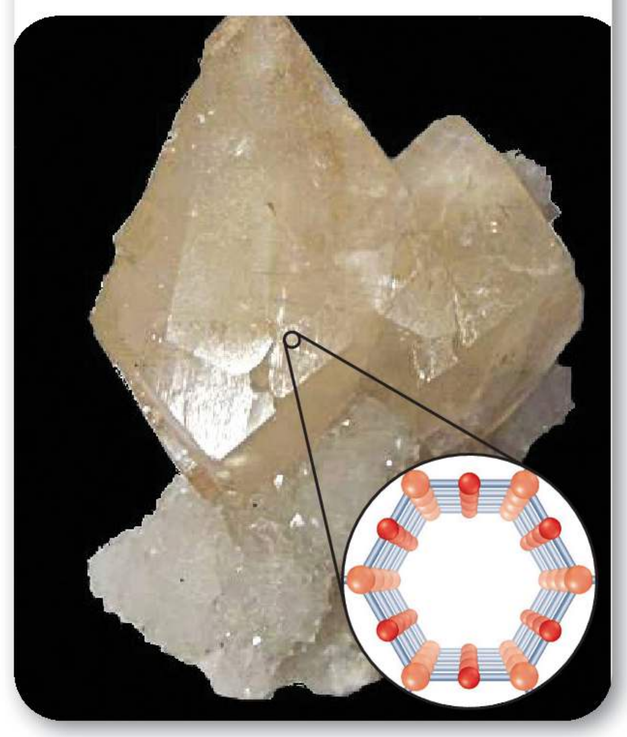
تحضيري

تصنيف المواد الصلبة البلورية تصنف هذه المواد تبعًا لنوع الجسيمات المكونة لها، وكيفية ارتباط هذه الجسيمات بعضها ببعض إلى خمس فئات، هي: الصلبة الذرية، الصلبة الجزيئية، الصلبة التساهمية الشبكية، الصلبة الأيونية، الصلبة الفلزية. ويلخص **الجدول 5-6** الخصائص العامة لكل فئة مع إعطاء مثال على كل منها. وتعد الغازات النبيلة عند تجمدها المثال الوحيد على الصلبة الذرية؛ حيث تعكس خواصها قوى التشتت الضعيفة بين ذراتها.

المواد الصلبة الجزيئية ترتبط الجسيمات في هذه المواد إما بقوى التشتت، أو القوى الثنائية القطبية أو الروابط الهيدروجينية. ولا تكون معظم المواد الجزيئية في الحالة الصلبة عند درجة حرارة الغرفة، حتى الماء الذي يستطيع تكوين روابط هيدروجينية قوية يكون سائلاً عند درجة حرارة الغرفة. إلا أنَّ بعضَ المركبات الجزيئية ـ ومنها السكر ـ صلبة عند درجة حرارة الغرفة؛ بسبب كتلتها الجزيئية الكبيرة. تحتوي الجزيئات الكبيرة على الكثير من الروابط الضعيفة التي تجتمع معًا لربط الجزيئات بعضها ببعض، وبسبب عدم احتواء المواد الصلبة الجزيئية على أيونات، تعد رديئة التوصيل للحرارة والكهرباء.

المواد الصلبة التساهمية الشبكية تستطيع ذرات الكربون والسليكون تكوين مواد صلبة تساهمية شبكية؛ بسبب قدرتها على تكوين روابط تساهمية متعددة. ويوضح **الشكل 20-6** التركيب التساهمي الشبكي للكوارتز الذي يحتوي على السليكون. ويستطيع الكربون تكوين ثلاثة أنواع من المواد الصلبة التساهمية الشبكية، هي: الألماس والجرافيت والبكمنستر فوليرين. وتسمى ظاهرة وجود عنصر مثل الكربون بثلاثة أشكال في الحالة الفيزيائية نفسها (صلبة أو سائلة أو غازية) **التآصل**.

الشكل 20-6 أكثر أنواع الكوارتز شيوعًا هو البلوري السداسي.



1. النموذجان اللذان لهما ثلاثة محاور متساوية الطول هما المكعب وثلاثي الميل. أوجه الاختلاف بينهما تكمن في الزوايا؛ ففي المكعب جميع الزوايا قائمة (90°)، أما في ثلاثي الميل فالزوايا متساوية ولكنها لا تساوي 90°.

2. نموذج النظام الرباعي هو الذي يتضمن أوجهًا مربعة (القاعدتان) وأوجهًا مستطيلة (الأوجه الجانبية).

تجربة

نمذجة وحدات بناء البلورة

كيف يمكنك تصميم نماذج فيزيائية توضح تركيب البلورة؟

خطوات العمل

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. أحضر مجموعة اطباق من الورق المقوى.
3. استعمل المقص لعمل مكعب من الورق المقوى وثبته بالشريط اللاصق.
4. ارجع إلى الجدول 4-6 واعمل نماذج من الورق المقوى تمثل وحدات بناء البلورات الموضحة فيه.

تحليل النتائج

1. **قوِّم** أي النماذج له ثلاثة محاور متساوية الطول؟ ما وجه الاختلاف بينها؟
2. **حدّد** أيّ النماذج تتضمن مربعًا ومستطيلًا؟
3. **حدّد** أيّ النماذج له ثلاثة محاور غير متساوية؟
4. **استنتج** هل البلورات مثالية - في رأيك - أم فيها خلل؟ فسر إجابتك.

3. النماذج التي لها ثلاثة محاور غير متساوية هي: نموذج متوازي المستطيلات (المعيني القائم)، ونموذج أحادي الميل.

المواد الصلبة الأيونية تذكر أن كل أيون في المواد الصلبة الأيونية محاط بأيونات معاكسة له في الشحنة. ويمكن تحديد شكل البلورة وتركيب الشبكة البلورية من خلال نوع هذه الأيونات ونسبة وجودها؛ إذ تعطي قوى التجاذب بين البلورات هذه المركبات الصلابة ودرجات الانصهار العالية. والبلورات الأيونية صلبة، إلا أنها هشة، فعند طرق البلورة الأيونية تزاح الأيونات الموجبة والسالبة من مواقعها، مما يؤدي إلى تنافر بين الشحنات المتشابهة وإلى تكسر البلورة.

المواد الصلبة الفلزية إن الفلزات الصلبة تتكون من أيونات موجبة محاطة ببحر من الإلكترونات المتحركة. وتتفاوت قوة الروابط الفلزية بين الأيونات الموجبة والإلكترونات من فلز إلى آخر، ويفسر هذا الاختلاف الخصائص الفيزيائية للفلزات. فمثلًا، ينصهر القصدير عند 232°C ، بينما ينصهر النيكل عند 1455°C. وتجعل الإلكترونات المتحركة الفلزات قابلةً للطرق والسحب، وعند تسليط قوة على الفلز تتحرك الإلكترونات لتجعل الأيونات مترابطة في مواقعها الجديدة. كما أن الإلكترونات المتحركة هي السبب أيضًا في جعل الفلزات موصلات جيدة للحرارة والكهرباء. وتستخدم الأسلاك الفلزية لتوصيل الكهرباء إلى البيوت، كما هو موضح في الشكل **21-6**.

ماذا قرأت؟ **صف** خصائص الفلزات التي تستعمل لصناعة المجوهرات.

الشكل 21-6 تستخدم في البيوت والأعمال والمعدات أسلاكًا فلزية لنقل الكهرباء. والفلز المستخدم في العادة هو النحاس، إلا أن بعض الفلزات الأخرى تستخدم في تطبيقات خاصة.

4. لا، البلورات ليست مثالية دائمًا، فقد تحتوي على عيوب في الشبكة البلورية أو شوائب. كما أن بعض المواد تتجمد بسرعة بحيث لا تتكون لديها بلورات منتظمة فتصبح مواد صلبة غير متبلورة.

ماذا قرأت؟: تصنف الفلزات المستخدمة في صناعة المجوهرات على أنها مواد صلبة فلزية. خصائصها التي تجعلها مناسبة لذلك هي لمعانها، وقابليتها للطرق والسحب (التشكيل)، ومقاومتها للتآكل، وهذه الخصائص ناتجة عن طبيعة الرابطة الفلزية.

18. نظرية الحركة الجزيئية تصف جسيمات السوائل بأنها متقاربة وتنزلق فوق بعضها البعض، بينما جسيمات المواد الصلبة تهتز في أماكنها ضمن ترتيب ثابت.

19. العوامل المؤثرة في اللزوجة هي: قوى التجاذب بين الجسيمات، وحجم الجسيمات وشكلها، ودرجة الحرارة.

الشكل 22-6 استخدم الناس قديمًا الزجاج غير المتبلور (الزجاج البركاني) لعمل رؤوس السهام والسكاكين؛ لأنه يكوّن حواف حادة عند كسره. يتكون الزجاج البركاني عندما تبرد الحمم البركانية بسرعة كبيرة.

20. الزجاج مادة غير متبلورة، والتحكم الدقيق في ترتيب جسيماتها يسمح بتصنيع منتجات بصرية (كالعدسات والألياف) ذات خصائص محددة، مثل معامل الانكسار، لضمان أداء عالٍ.

22. المواد الصلبة الجزيئية تتكون من جزيئات منفصلة ترتبط بقوى ضعيفة (لينة، درجة انصهارها منخفضة). المواد الصلبة التساهمية الشبكية تتكون من ذرات مرتبطة بروابط تساهمية قوية في شبكة (صلبة جدًا، درجة انصهارها مرتفعة).

المواد الصلبة غير المتبلورة يمكن تعريف **المواد الصلبة غير المتبلورة** بأنها المواد التي لا ترتب فيها الجسيمات بنمط مكرّر ومنتظم، ولا تحتوي على بلورات. وتتكون هذه المواد عادة عندما تبرد المواد المنصهرة بسرعة كبيرة، بحيث لا تسمح للبلورات بالتكون. يبين **الشكل 22-6** مواد صلبة غير متبلورة.

21. الشبكة البلورية هي الترتيب الهندسي الكامل للجسيمات، أما وحدة البناء فهي أصغر وحدة متكررة في هذه الشبكة تحمل خصائصها.

يمثل الزجاج والمطاط والكثير من المواد البلاستيكية مواد صلبة غير متبلورة. وقد بيّنت بعض الدراسات الحديثة احتمال وجود تركيب بلّوري للزجاج، فعند استخدام انحراف أشعة X في دراسة الزجاج لم يظهر وجود نمط معين في توزيع الذرات، ولكن عند استخدام النيوترونات بدلاً من أشعة X أمكن تعرّف عدة أنماط منتظمة من وحدات السليكات في بعض المناطق. ويأمل الباحثون في استخدام هذه المعلومات للتحكم في تركيب الزجاج في التطبيقات البصرية وإنتاج الألياف البصرية.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

23. يتكون السطح الهلالي للماء لأن قوى التلاصق بين الماء والزجاج أقوى من قوى التماسك بين جزيئات الماء نفسها.

التقويم 6-3

الخلاصة

- تفسر نظرية الحركة الجزيئية سلوك المواد الصلبة والسائلة.
- تؤثر قوى التجاذب بين الجزيئات في المواد السائلة في اللزوجة والتوتر السطحي والتلاصق والتماسك.
- تصنّف المواد الصلبة البلورية حسب الشكل والتركيب.

18. **الفكرة الرئيسة** **قارن** بين ترتيب الجسيمات في المواد الصلبة والسائلة.

19. **صف** العوامل المؤثرة في اللزوجة.

20. **فسّر** سبب استخدام الماء والصابون معًا لتنظيف الملابس، وليس الماء وحده.

21. **قارن** بين وحدة البناء والشبكة البلورية.

22. **صف** الفرق بين المواد الصلبة الجزيئية والمواد الصلبة التساهمية الشبكية.

23. **فسر** سبب تكوين سطح الماء بشكل هلالي في المخبار المدرج.

24. **استنتج** سبب تكون سطح الزئبق في المخبار المدرّج على صورة سطح محدب.

25. **توقع** أيّ المواد الصلبة تكون غير متبلورة: المادة الصلبة التي يتم تبريد مصهورها ببطء شديد حتى درجة حرارة الغرفة، أم المادة الصلبة التي يتم تبريد مصهورها بسرعة كبيرة في حوض من الثلج؟

26. **صمّم** من الألعاب المشهورة للأطفال رمي الحجارة الصغيرة بقوة وبشكل موازٍ وملامس لسطح ماء البحر أو البحيرة وملاحظة أطول مسافة يقطعها الحجر قبل أن يغرق. صمم تجربة تقارن فيها أطول مسافة يمكن أن يقطعها الحجر إذا استخدم الماء مرة وأيزوبروبيل الكحول مرة أخرى.

24. المادة الصلبة التي يتم تبريد مصهورها بسرعة كبيرة، لأن التبريد السريع لا يعطي الجسيمات وقتًا كافيًا لتترتب في شكل بلوري منظم.

25. (بافتراض أن "المخبر" خطأ مطبعي والمقصود "الحشرة") يمكن تصميم تجربة لمقارنة التوتر السطحي: نضع حشرة متزلجة الماء برفق على سطح كل من الماء والكحول الأيزوبروبيلي. ستطفو الحشرة على الماء (توتر سطحي عالٍ) وستغرق في الكحول (توتر سطحي منخفض).

26. (بافتراض أن المطلوب هو تفسير الظاهرة) يعتمد ارتداد الحجر على التوتر السطحي للماء وقوة الرفع التي تتولد عند قذف الحجر بزاوية صغيرة وسرعة ودوران مناسبين، مما يجعله يقفز على السطح بدلاً من الغرق.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

6–4

تغيرات الحالة الفيزيائية Phase Changes

الأهداف

- **تفسّر** كيف يؤدي إضافة الطاقة أو انتزاعها إلى تغير الحالة الفيزيائية للمادة.
- **تفسر** مخطط الحالة الفيزيائية للمادة.

مراجعة المفردات

تغير الحالة: هو تغير المادة من حالة إلى أخرى.

المفردات الجديدة

درجة الانصهار
التبخر
التبخر السطحي
ضغط البخار
درجة الغليان
درجة التجمد
التكاثف
الترسب
مخطط الحالة الفيزيائية (الطور)
النقطة الثلاثية
النقطة الحرجة

الفكرة الرئيسة **تتغير حالة المادة عند إضافة الطاقة إليها أو انتزاعها منها.**

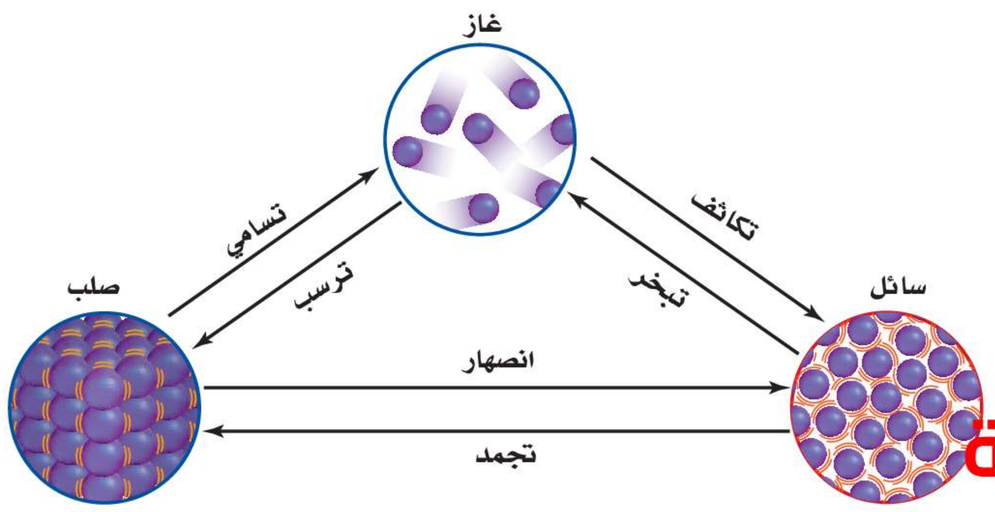
الربط مع الحياة هل تساءلت يومًا أين تذهب المادة الصلبة الموجودة في ملطف الجو؟ تكون مادة ملطف الجو صلبة، وتعطي رائحة قوية عند فتحها لأول مرة، ومع الأيام تقلّ المادة الصلبة، وفي النهاية لا يتبقى منها شيء تقريبًا، ويكون قد حان وقت وضع قطعة أخرى مكانها. لماذا لم تلاحظ تكون كمية من السائل، كتلك التي تنشأ عن الانصهار؟

تغيرات الحالة الفيزيائية الماصة للطاقة
Phase Changes That Require Energy

توجد معظم المواد في ثلاث حالات؛ اعتمادًا على درجة الحرارة والضغط. وتوجد بعض المواد، ومنها الماء، في الحالات الثلاث تحت الظروف الطبيعية. وعند وجود حالتين للمادة ممزوجتين معًا بصورة غير متجانسة يقال إن هناك طورين للمادة. فالماء الثلج عبارة عن خليط غير متجانس من طورين، الماء السائل والثلْج الصلب.

وعند إضافة أو انتزاع الطاقة من نظام معين تتغير حالة المادة الفيزيائية إلى حالة أخرى، كما هو ظاهر في **الشكل 23-6**؛ وذلك لأن حالات الماء ـ الثلج والسائل وبخار الماء ـ مألوفة لديك، وقد راقبت تغيراتها، لذا يمكن استخدام الماء مثالًا أساسيًّا على مناقشة تغيرات حالات المادة.

الانصهار ماذا يحدث لمكعبات الثلج في كوب من الماء؟ عند وضع مكعب ثلج في الماء تكون درجة حرارة الماء أعلى من درجة حرارة الثلج، فتتدفق الحرارة من الماء إلى مكعب الثلج. فالحرارة هي انتقال الطاقة من جسم درجة حرارته أعلى إلى جسم درجة حرارته أخفض. ولا تستخدم الطاقة التي يمتصها مكعب الثلج لرفع درجة حرارته عند درجة انصهاره، بل على عكس ذلك فهي تضعف الروابط الهيدروجينية بين جسيمات الثلج، فعندما تمتص الجسيمات على سطح مكعب الثلج طاقة كافية لتكسير الروابط الهيدروجينية التي تربط جسيمات الماء معًا في مكعبات الثلج عندها تتحرك جسيمات السطح مبتعدًا بعضها عن بعض لتدخل في الحالة السائلة. وفي أثناء حركة الجسيمات تتقلص قطعة الثلج، وتستمر العملية حتى تنصهر قطعة الثلج كاملةً. إذا تركت مكعبات الثلج على طاولة فمن أين تأتي الطاقة اللازمة لتنصهر المكعبات؟



الشكل 23-6 يوضح الشكل التحولات الستة المحتملة بين حالات المادة.

حدد ما تغيرات الحالة الفيزيائية التي تحدث بين المواد الصلبة والمواد السائلة؟

الانصهار (التحول من الحالة الصلبة إلى السائلة)، والتجمد (التحول من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة).

الكيمياء في واقع الحياة

التبخر

التعرق التبخر السطحي من طرائق تحكم الجسم في درجة حرارته. فعندما تشعر بالسخونة يبدأ الجسم في إفراز العرق من الغدد العرقية الموجودة على سطح الجلد، وتمتص جسيمات الماء في العرق الحرارة من سطح الجلد وتتبخر، وبذلك يتم امتصاص الحرارة من أجزاء الجسم جميعها إلى الجلد عن طريق الدم.

اختبار الرسم البياني:تمثل الجسيمات التي تمتلك طاقة حركية كافية للتغلب على قوى التجاذب التي تربطها مع بقية جسيمات السائل، وبالتالي تستطيع أن تتبخر وتتحول إلى الحالة الغازية.

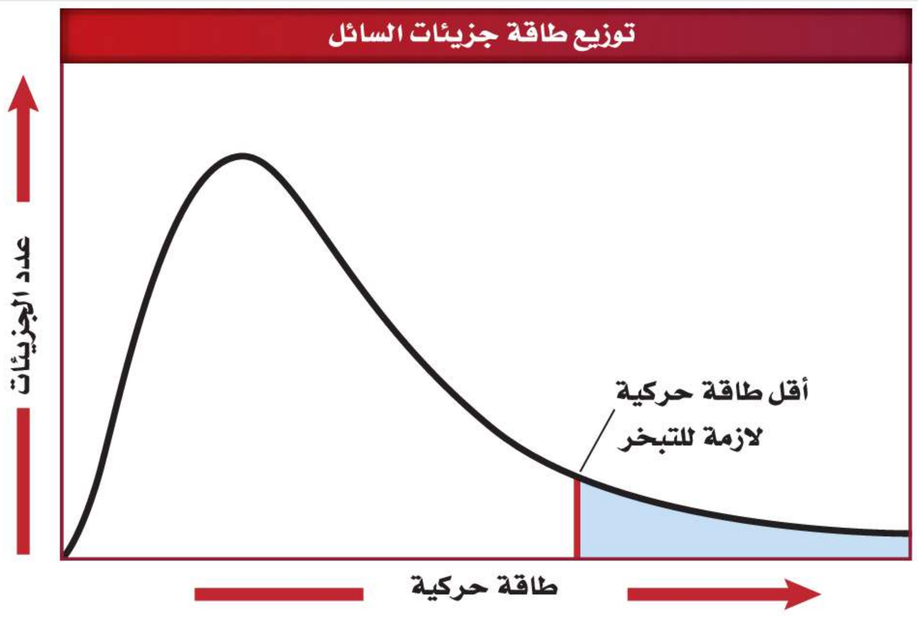
تعتمد كمية الطاقة اللازمة لصهر مول واحد من المادة الصلبة على قوة التجاذب بين جسيمات المادة. ولأن الروابط الهيدروجينية الموجودة بين جسيمات الماء قوية فإن كمية الطاقة اللازمة لصهر الثلج تكون عالية نسبيًّا. إلا أن الطاقة اللازمة لصهر الثلج أقل كثيرًا من الطاقة اللازمة لصهر كلوريد الصوديوم (ملح الطعام)؛ حيث إن قوة التجاذب بين الأيونات أكبر كثيرًا من الروابط الهيدروجينية التي في الثلج.

إن درجة الحرارة التي تكون عندها المادة في الحالة السائلة والصلبة هي من الخصائص الفيزيائية المميزة للكثير من المواد الصلبة. **فدرجة انصهار** المادة الصلبة المتبلورة هي درجة الحرارة التي تتكسر عندها القوى التي تربط جسيمات الشبكة البلورية بعضها ببعض، فتتحول المادة إلى الحالة السائلة. من الصعب تحديد درجة الانصهار بشكل دقيق للمواد غير المتبلورة؛ لأنها تنصهر عند درجات حرارة أعلى من درجات انصهارها، وذلك لأن الانصهارلا يتم عند درجة حرارة ثابتة بسبب عشوائية تركيبها، إذ عندما يبدأ الانصهار تستمر درجة الحرارة بالارتفاع لذلك يصعب تحديد نقطة الإنصهار.

التبخر عندما ينصهر مكعب ثلْج تبقى درجة حرارة الماء والثلج ثابتة لا تتغير. وعندما يتحول الثلج كله إلى ماء سائل ويكتسب النظام طاقة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات، وترتفع درجة حرارة النظام. حيث تكون طاقة بعض جسيمات الماء أعلى من طاقة الجسيمات الأخرى. ويوضح **الشكل 24-6** توزيع طاقة الجسيمات في سائل عند درجة حرارة 25°C؛ حيث تدل المنطقة المظللة على الجسيمات التي لها طاقة كافية للتغلب على قوى التجاذب بين جسيمات السائل.

اختبارالرسم البياني؟ صف ما يحدث للجسيمات في المنطقة المظللة في الشكل **24-6**.

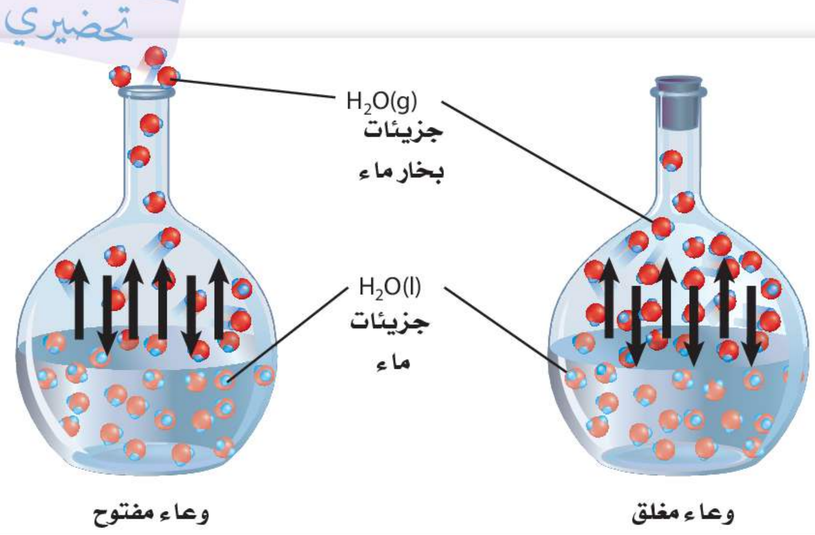
عندما تترك الجسيماتُ السائلَ فإنها تدخل في الحالة الغازية. وتسمى الحالة الغازية للمواد التي تكون في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة البخار.



الشكل 24-6 يوضح الرسم البياني التوزيع المثالي للطاقة الحركية للجسيمات في سائل عند درجة حرارة 25°C. وتقع أكبر طاقة محتملة للجسيمات على قمة المنحنى.

صف شكل المنحنى للسائل نفسه عند 30°C.

صف:عند درجة حرارة 30°C، سيزداد متوسط الطاقة الحركية للجسيمات، وسيصبح المنحنى أكثر انبساطًا ويتجه نحو اليمين، مما يعني أن نسبة أكبر من الجسيمات ستمتلك الطاقة اللازمة للتبخر.



الشكل 25-6 يحدث التبخر في كلا الوعائين المغلق والمفتوح. تخرج جسيمات الماء المتبخرة من الوعاء المفتوح بينما تبقى في الوعاء المغلق، حيث يتكاثف الماء ويتجمع فوق السائل.

والتبخر هو العملية التي يتحول من خلالها السائل إلى غاز أو بخار.

وإذا كان التسخين تدريجيًّا فإن جسيمات سطح السائل تحاول الإفلات والتحول إلى غاز. تذكر أن الجسيمات عند سطح السائل تكون مرتبطة بعدد أقل من الروابط مقارنة بالجسيمات الموجودة داخل السائل.

وعندما يحدث التبخر عند سطح السائل فقط تعرف هذه العملية **بالتبخر السطحي**. ويحدث التبخر لجزيئات الماء على السطح حتى في درجات الحرارة المنخفضة؛ لأن بعض الجزيئات تكون لها طاقة كافية للتحول إلى بخار، ومع زيادة درجة الحرارة يزداد عدد الجسيمات التي تتحول إلى الحالة الغازية.

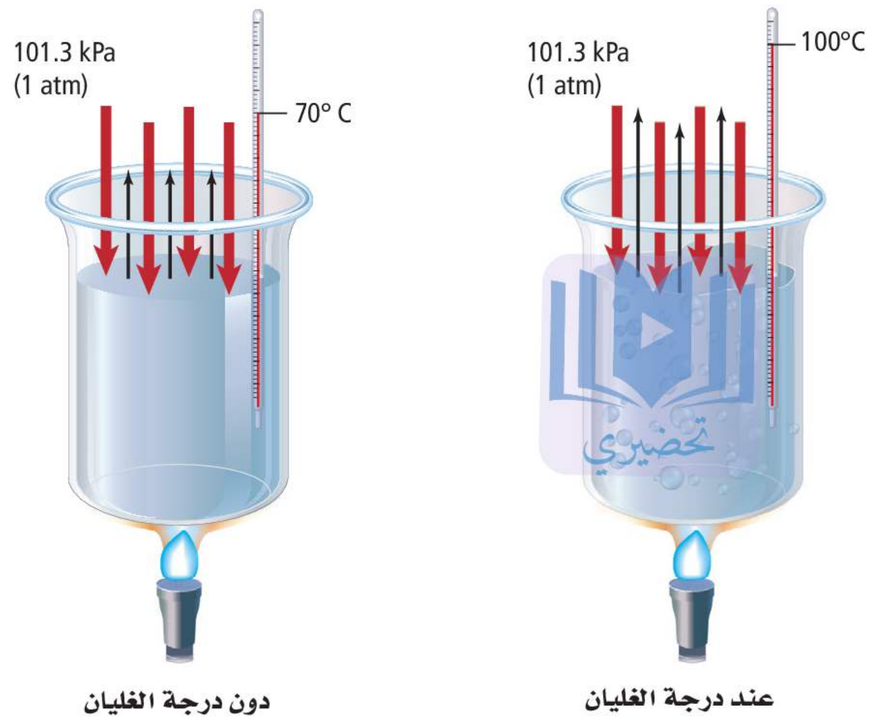
يوضح **الشكل 25-6** مقارنة بين التبخر في وعاء مغلق وآخر مفتوح. فالماء الذي في الوعاء المفتوح تتبخر كافة جزيئاته من السطح ويختفي في النهاية. ويعتمد الزمن اللازم لتبخر هذه الجزيئات كافة من السطح على كمية الماء والطاقة المتوافرة. أما الذي يكون في الوعاء المغلق فتكون الحالة مختلفة تمامًا؛ حيث يتجمع بخار الماء فوق سطح السائل، ويولد ضغطًا على سطحه يعرف **بضغط البخار**.

تسمى درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار السائل مع الضغط الخارجي أو الضغط الجوي **درجة الغليان**. استخدم **الشكل 26-6** لمقارنة ما يحدث للسائل عند درجة غليانه بما يحدث له عند درجات حرارة أقل من درجة غليانه. للجسيمات جميعها عند درجة الغليان طاقة كافية للتبخر، وتتكون فقاقيع بخار السائل تحت سطح السائل، ثم ترتفع إلى السطح.

تجربة عملية

درجات الغليان

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية



الشكل 26-6 عندما ترتفع درجة الحرارة تكتسب جسيمات الماء طاقة حركية، فيزداد ضغط البخار (الأسهم السوداء) ولكنه أقل من الضغط الجوي (الأسهم الحمراء). ويصل السائل إلى درجة غليانه عندما يصبح ضغط البخار مساويًا للضغط الجوي. وتكون درجة غليان الماء عند سطح البحر 100°C

وضح:يقوم الجليد الجاف (ثاني أكسيد الكربون الصلب) بالتسامي، وهي عملية ماصة للحرارة. هذا الامتصاص للحرارة من محيطه يبقي درجة الحرارة منخفضة جدًا، مما يمنع الثلج المائي من الانصهار ويحافظ على برودة اللحوم لفترة أطول.

الشكل 6-27 تحفظ قطع اللحم مبردة بوساطة الجليد الجاف.

وضّح لماذا يفضل الجليد الجاف على الثلج العادي في تبريد اللحوم ومشتقاتها في أثناء الشحن؟

التسامي هو تحول المادة مباشرة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السائلة. فمثلًا، يتسامى كلًّا من اليود الصلب وثاني أكسيد الكربون الصلب (الجليد الجاف) عند درجة حرارة الغرفة. ويستخدم الجليد الجاف الظاهر في **الشكل 6-27** للحفاظ على برودة المواد في أثناء الشحن، وبخاصة المواد التي تتلف من انصهار الثلج. وتتسامى كرات العث التي تحتوي على مادة النفثالين أو بيتا ثنائي كلورو البنزين، وكذلك معطرات الجو الصلبة.

تغيرات الحالة الفيزيائية الطاردة للطاقة
Phase Changes That Release Energy

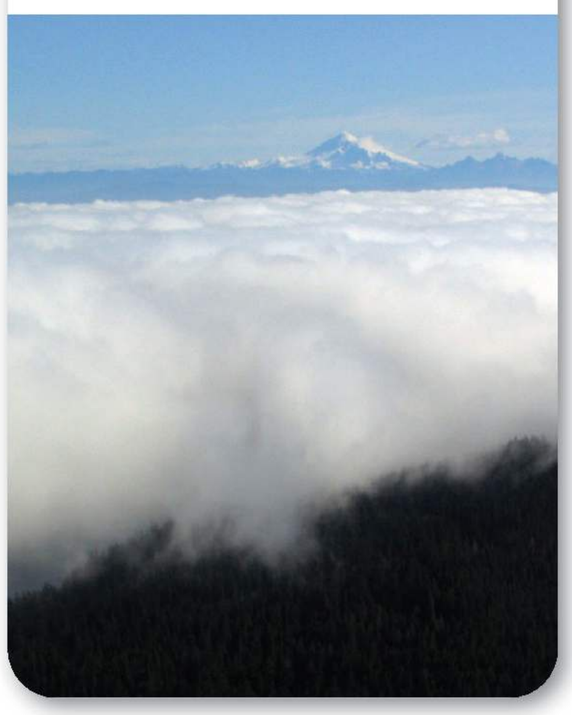
هل استيقظت صباح يوم بارد فلاحظت صقيعًا على نافذة منزلك، أو نقاطًا من الندى تغطي زجاج السيارات؟ هل لاحظت قطرات من الماء تتكون على سطح كأس ماء ثلج من الخارج؟ هذه الظواهر مثال على تغيرات الحالة التي تطلق الطاقة إلى محيطها.

التجمّد افترض أنك وضعت كأس ماء في مجمد الثلاجة، فخلال عملية التبريد يفقد الماء الحرارة، فتفقد جسيمات الماء طاقتها الحركية، وتقل سرعتها، ويصبح انزلاق بعضها حول بعض أقل. وعندما تُفقد طاقة حركية كافية تُبقي الروابطُ الهيدروجينية التي بين جسيمات الماء الجسيماتِ ثابتةً في مواقعها ومتجمدة. والتجمد عكس الانصهار. وتعرف **درجة التجمد** بأنها درجة الحرارة التي يتحول عندها السائل إلى صلب بلوري.

التكاثف عندما تفقد جسيمات بخار الماء الطاقة فإن سرعتها تقل وتصبح قدرتها على تكوين روابط هيدروجينية بين بعضها مع البعض أكبر. وينتج عن تكون الروابط الهيدروجينية طاقة حرارية، مما يعني تغير حالة البخار إلى الحالة السائلة. وتعرف عملية تحول البخار إلى سائل **بالتكاثف**، وهي عكس عملية التبخر. هناك العديد من العوامل المساهمة في التكاثف، إلا أن عملية التكاثف تتضمن انتقال الطاقة الحرارية. فعلى سبيل المثال، عندما تلامس جسيمات بخار الماء سطحًا باردًا مثل سطح كأس ماء ثلج تنتقل الطاقة الحرارية من جسيمات بخار الماء إلى الكأس الباردة، فتتكاثف هذه الجسيمات على السطح الخارجي للكأس. وتحدث العملية نفسها في أثناء الليل عندما تتكاثف جسيمات بخار الماء الموجودة في الهواء مكونة قطرات الندى على زجاج السيارة وأوراق النباتات أو الأعشاب أو أي سطح بارد.

الربط مع علم الأرض تَنتج السحب والضباب والأمطار جميعها عن التكاثف. وتتكون كل هذه الظواهر عندما يمر الهواء المشبع ببخار الماء فوق أرض باردة أو مسطح مائي. ويحتاج تكونها إلى عامل آخر، هو جسيمات صلبة صغيرة جدًّا معلقة في الهواء تسمى نوى التكاثف. يمكن أن تكون هذه الجسيمات غبارًا أو سناجًا أو رذاذًا (aerosols)، ومن ذلك ثاني أكسيد الكبريت أو أكسيد النيتروجين الذي يتكاثف عليه بخار الماء. وقد يستقر الهواء الدافئ في بعض الحالات فوق الهواء البارد، وهو ما يعرف بالانقلاب الحراري. ويبين **الشكل 6-28** ضبابًا ناتجًا عن هذا الانقلاب.

الشكل 6-28 عادة يصبح الهواء أكثر برودة مع الارتفاع. يحدث انقلاب درجة الحرارة عندما تنعكس الحالة ويصبح الهواء أكثر دفئًا عند المرتفعات وهذا الانقلاب قد يحصر الدخان فوق المدن والضباب في وديان الجبال.



ماذا قرأت؟ صف تكاثف بخار الماء في الجو.

ماذا قرأت:يتكاثف بخار الماء في الجو عندما يبرد الهواء المشبع به، فتتباطأ جزيئات الماء وتتجمع لتكون قطرات سائلة صغيرة حول جسيمات دقيقة في الهواء تسمى نوى التكثف (مثل الغبار)، مكونة السحب أو الضباب.

الترسب عندما يلامس بخار الماء سطح نافذة باردة في الشتاء تتكون قطرات صلبة على النافذة تسمى الصقيع. **فالترسب** هو عملية تحول المادة من الحالة الغازية إلى الحالة الصلبة دون المرور بالحالة السائلة، وهي عكس التسامي، فتتكون رقائق الثلج عندما يتحول بخار الماء الموجود في طبقات الجو العليا إلى بلورات من الثلج الصلب، وتنبعث الطاقة خلال تكونها.

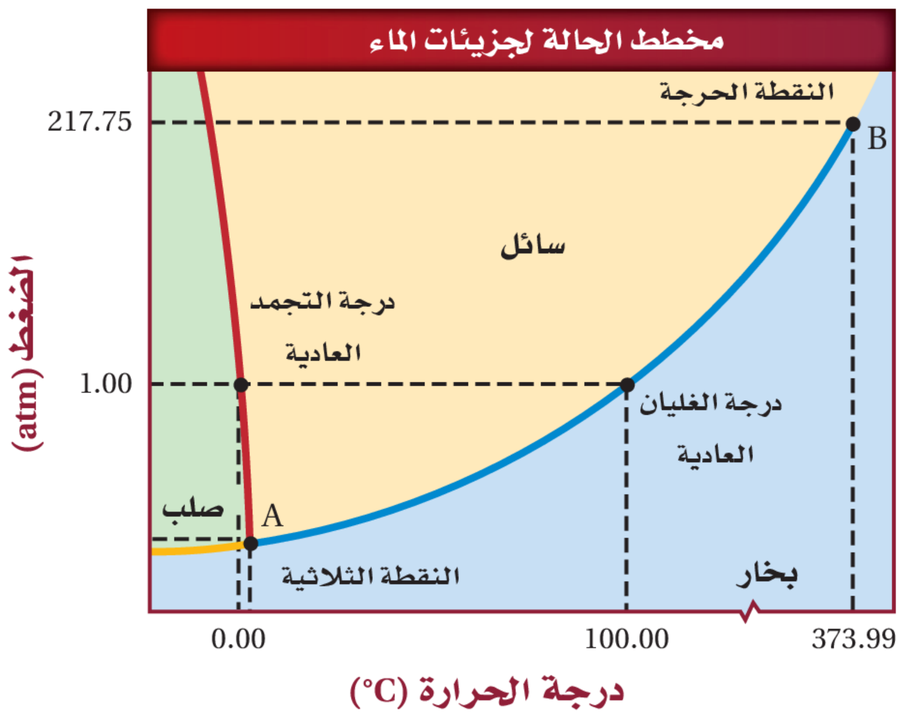
مخطط الحالة الفيزيائية (الطور) Phase Diagram

يتحكم متغيران معًا في حالة المادة، هما: الضغط ودرجة الحرارة. ولهذين المتغيرين تأثيرات عكسية على المادة. حيث تعمل زيادة درجة الحرارة مثلًا على رفع معدل تبخر الماء، بينما تعمل زيادة الضغط على رفع معدل تكاثف البخار. **ومخطط الحالة الفيزيائية (الطور)** رسم بياني للضغط مقابل درجة الحرارة يوضح حالة المادة تحت ظروف مختلفة من درجة الحرارة والضغط.

يظهر **الشكل 29-6** مخطط الطور للماء، حيث يمكن استخدامه لتخمين حالة الماء عند أي درجة حرارة وضغط. لاحظ وجود ثلاث مناطق تمثل الحالة الفيزيائية: صلب وسائل وغاز، إضافة إلى وجود ثلاثة منحنيات تفصل هذه المناطق بعضها عن بعض. يوجد عند أي نقطة على امتداد خط المنحنى حالتان فيزيائيتان معًا للماء. يوضّح المنحنى الأصفر القصير ظروف الضغط والحرارة التي يوجد عندها بخار وثلج معًا. أما المنحنى الأزرق الطويل فيوضح ظروف الضغط ودرجة الحرارة التي يوجد عندها الماء في صورة سائل وبخار معًا، في حين يوضح المنحنى الأحمر الضغط ودرجة الحرارة التي يوجد عندها الماء في صورة ثلج وسائل معًا.

تسمى النقطة (A) التي تتقاطع عندها المنحنيات الحمراء والزرقاء والصفراء النقطة الثلاثية للماء. و**النقطة الثلاثية** نقطة على الرسم البياني تمثل درجة الحرارة والضغط؛ حيث يوجد عندها الماء في حالاته الثلاث معًا.

ويمكن للتغيرات الستة كلها أن تحدث عند النقطة الثلاثية: التجمد والانصهار والتبخر والتكاثف والتسامي والترسب. وتعرف النقطة (B) بـ**النقطة الحرجة**، وهي النقطة التي تمثل كلًا من الضغط ودرجة الحرارة التي لا يمكن للماء بعدها أن يكون في الحالة السائلة. وإذا وجد بخار الماء عند درجة الحرارة الحرجة فلا يمكن لزيادة الضغط أن تحول بخار الماء إلى سائل.



الشكل 29-6 يوضح هذا الرسم مخطط الطور للماء عند درجات حرارة وضغوط مختلفة.

اختبار الرسم البياني؟

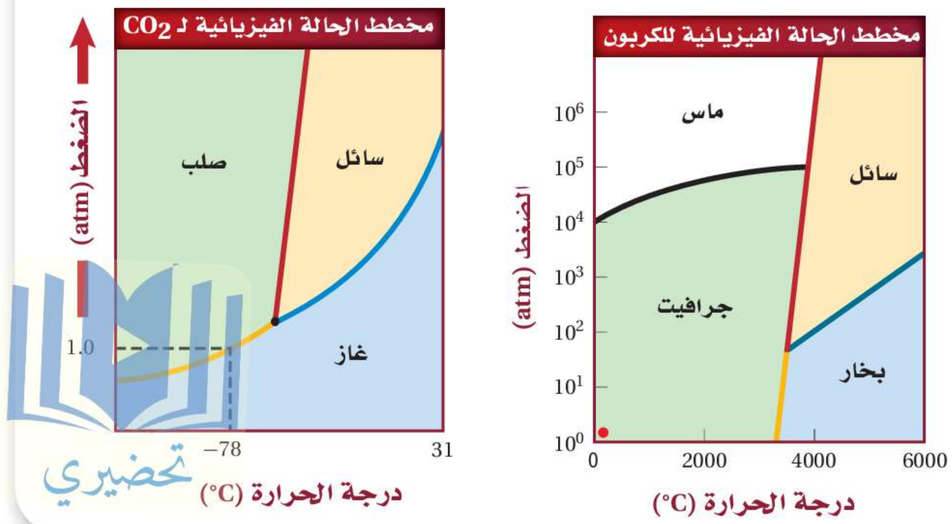
حدد حالة الماء الفيزيائية عند درجة حرارة 100.00°C وضغط (2.00atm).

بالنظر إلى مخطط الحالة الفيزيائية للماء، عند درجة حرارة 100.00°C وضغط 2.00 atm، يكون الماء في الحالة السائلة.

اختبار الرسم البياني :في مخطط طور الماء، للمنحنى الأخضر (الفاصل بين الحالة الصلبة والسائلة) ميل سالب، مما يعني أن زيادة الضغط تؤدي إلى خفض درجة الانصهار. أما في مخطط طور ثاني أكسيد الكربون، فميل المنحنى موجب، مما يعني أن زيادة الضغط تؤدي إلى رفع درجة الانصهار.

27. إضافة الطاقة تزيد من الطاقة الحركية للجسيمات، فتتغلب على القوى بين الجزيئية وتتحرك مبتعدة عن بعضها البعض، مسببة تغيرًا في الحالة (مثل الانصهار والتبخر). أما انتزاع الطاقة فيقلل من حركتها، فتتقارب الجسيمات من بعضها البعض بفعل قوى التجاذب، مسببة تغيرًا في الحالة (مثل التجمد والتكاثف).

اختبار الرسم البياني؟ **قارن** بين ميل المنحنى الأحمر في كلا الرسمين البيانيين لكل من الماء وثاني أكسيد الكربون. كيف يختلف تأثير كل من الماء وثاني أكسيد الكربون في التفاعلات بارتفاع الضغط عند المنحنى صلب/ سائل؟



الشكل 30-6 يظهر مخطط الطور معلومات مفيدة، منها: لماذا يتسامى ثاني أكسيد الكربون في الظروف العادية؟ وسبب وجود نوعين من الكربون الصلب.

يختلف مخطط الطور للموادّ؛ وذلك بسبب اختلاف درجات تجمدها وغليانها. ومع ذلك يعطي كل مخطط المعلومات نفسها عن الحالة الفيزيائية والنقطة الثلاثية. لذا فإنك ستغير اختيار مدى درجات الحرارة ليعكس الخصائص الفيزيائية للمادة.

يُظهر مخطط الطور معلومات مهمة عن المواد. فعلى سبيل المثال، يوضح مخطط الطور لثاني أكسيد الكربون في **الشكل 30-6** سبب تسامي ثاني أكسيد الكربون تحت الظروف العادية. إذا بحثت عن 1.0 atm على منحنى ثاني أكسيد الكربون، وتتبعت الخط المنقط للمنحنى الأصفر فستجد أن ثاني أكسيد الكربون يتغير من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية عند 1atm فقط. وإذا مددت الخط المنقط إلى ما بعد المنحنى الأصفر فسيُظهر الشكل أن ثاني أكسيد الكربون لا يتحول إلى سائل مع زيادة درجة الحرارة، بل يبقى في الحالة الغازية.

يظهر الشكل الأيمن مخطط الطور للكربون. لاحظ احتواء الرسم على متآصلين للكربون في منطقة الحالة الصلبة: الجرافيت وهو الحالة المستقرة للكربون عند درجة الحرارة والضغط العاديين والمحددة بالنقطة الحمراء. والألماس الأكثر استقرارًا عند درجات الحرارة والضغط العاليين. والألماس الموجود عند درجة حرارة الغرفة وضغطها يتكوَّن في الأصل عند درجة حرارة وضغط عاليين.

تجربة عملية

نوى التجمد

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

28. الانصهار هو تغير المادة من الحالة الصلبة إلى السائلة بامتصاص طاقة. أما التجمد فهو العملية العكسية؛ أي تغير المادة من الحالة السائلة إلى الصلبة بفقدان طاقة.

29. الترسب هو تغير المادة مباشرة من الحالة الغازية إلى الصلبة. أما التسامي فهو تغير المادة مباشرة من الحالة الصلبة إلى الغازية. كلاهما تغير في الحالة الفيزيائية دون المرور بالحالة السائلة.

30. التسامي هو تحول المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية. أما التبخر فهو تحول المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية. كلاهما ينتج حالة غازية، لكنهما يبدآن من حالتين فيزيائيتين مختلفتين.

التقويم 6-4

الخلاصة

- تسمى حالات المادة بالأطوار عندما توجد معًا كأجزاء مستقلة لمخلوط.
- تحدث تغيرات الطاقة خلال تغيرات حالات المادة الفيزيائية.
- يوضح مخطط الطور تأثير اختلاف درجات الحرارة والضغط في حالة المادة.

27. **الفكرة الرئيسة** **اشرح** كيف يؤدي إضافة الطاقة أو انتزاعها إلى تغير الحالة الفيزيائية؟

28. **فسر** الاختلاف بين عمليتي الانصهار والتجمد.

29. **قارن** بين الترسب والتسامي.

30. **قارن** بين التسامي والتبخر.

31. **صف** المعلومات التي يوضحها مخطط الطور.

32. **فسر** ماذا تمثل كل من النقطة الثلاثية والنقطة الحرجة الموجودة على مخطط الطور؟

33. **حدد** الحالة الفيزيائية للماء، بالاعتماد على الشكل **29-6**، عند درجة حرارة 75.00°C وضغط (3.00 atm).

31. يوضح مخطط الطور الظروف من الضغط ودرجة الحرارة التي توجد عندها المادة في حالاتها الفيزيائية المختلفة (صلبة، سائلة، غازية)، كما يوضح الظروف التي تتعايش عندها حالتان أو ثلاث حالات في حالة توازن.

32. النقطة الثلاثية هي النقطة التي تمثل درجة الحرارة والضغط اللذين توجد عندهما حالات المادة الثلاث في حالة توازن. النقطة الحرجة تمثل درجة الحرارة والضغط اللذين لا يمكن للمادة بعدهما أن توجد في الحالة السائلة.

33. بالاعتماد على الشكل 29-6، عند درجة حرارة 75.00°C وضغط 3.00atm، يكون الماء في الحالة السائلة.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

7–1

الأهداف

- **تكتب** العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة والحجم لمقدار ثابت من الغاز.
- **تطبق** قوانين الغاز على المسائل التي تتضمن الضغط ودرجة الحرارة والحجم لمقدار محدّد من الغاز.

مراجعة المفردات

القانون العلمي: يصف علاقةً في الطبيعة تدعمها عدة تجارب.

المفردات الجديدة

قانون بويل

الصفر المطلق

قانون شارل

قانون جاي – لوساك

القانون العام للغازات

قوانين الغازات The Gas Laws

الفكرة الرئيسة إن تغير الضغط أو درجة الحرارة أو الحجم لكمية ثابتة من غاز ستؤثر على المتغيرين الآخرين.

الربط مع الحياة ماذا يحدث لغاز في بالون إذا قلّلت حجمه بالضغط عليه؟ ستشعر بزيادة في المقاومة، وقد تشاهد انتفاخًا في جزء من البالون.

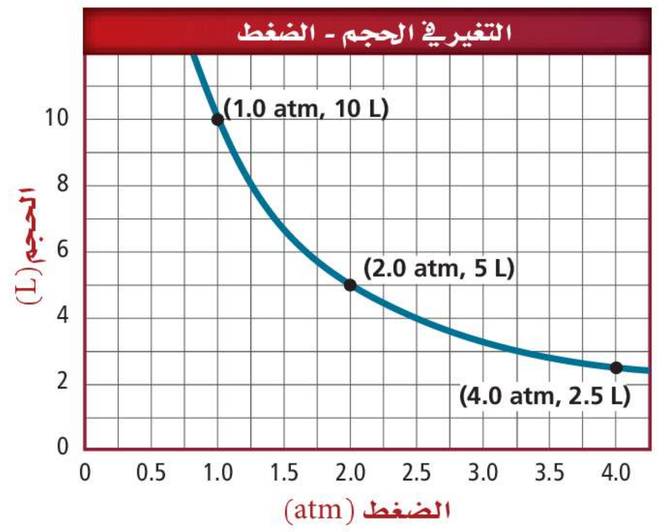
قانون بويل Boyle's Law

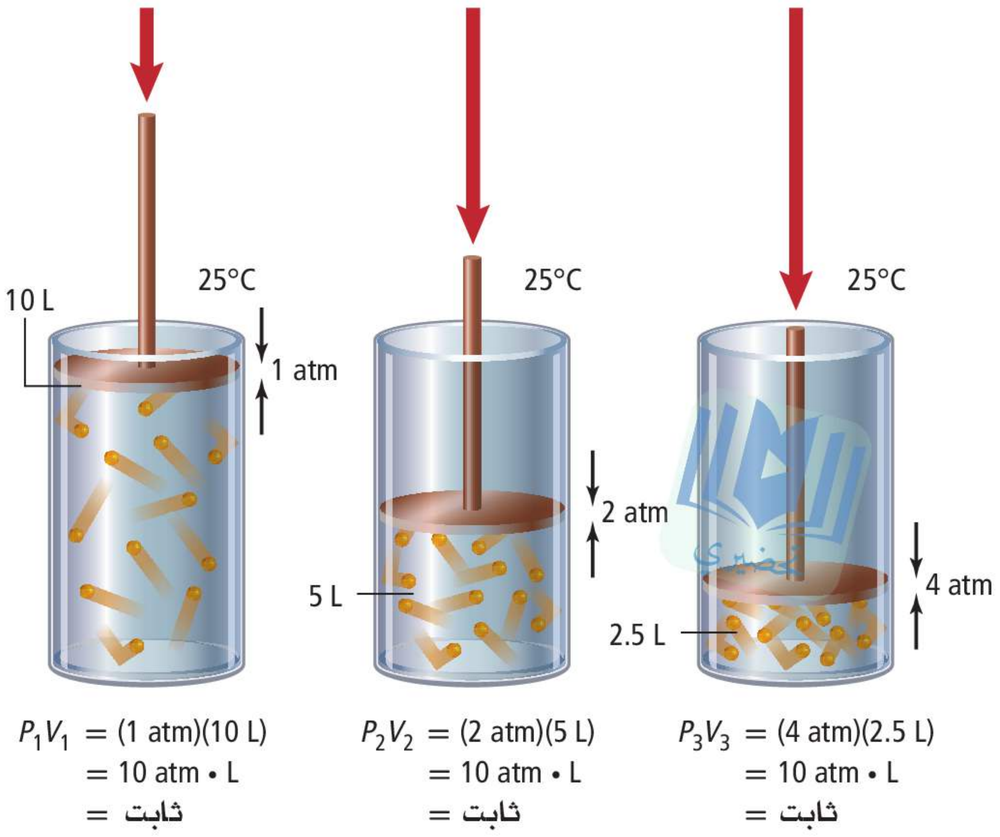
ضغط الغاز وحجمه مترابطان. وقد وصف العالم الأيرلندي روبرت بويل (1627–1691م) هذه العلاقة.

كيف يرتبط الضغط مع الحجم؟ لقد صمّم بويل تجربة كالمبينة في **الشكل 1–7**، ووضّح من خلالها أنه إذا كانت كمية الغاز ودرجة الحرارة ثابتتين فإن مضاعفة الضغط الواقع على الغاز يقلل من حجمه إلى النصف. ومن ناحية أخرى فإن تقليل الضغط الواقع على الغاز إلى النصف يضاعف حجم الغاز. وتعرَف العلاقة التي يزيد فيها أحد المتغيرين عندما يقل الآخر بعلاقة التناسب العكسي.

ينص **قانون بويل** على أن حجم كمية محددة من الغاز يتناسب عكسيًّا مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته. يبين **الشكل 1–7** العلاقة العكسية بين الضغط والحجم، حيث يتجه المنحنى إلى أسفل.

الشكل 1–7 عندما يزيد الضغط الخارجي على مكبس الأسطوانة يقل حجم الغاز داخل الأسطوانة. ويوضح الرسم البياني الآتي العلاقة العكسية بين الضغط والحجم.





استخدم الرسم البياني طبق

استخدم الرسم لتحديد الحجم، إذا كان مقدار الضغط (2.5atm).

عند ضغط 2.5 atm، يكون الحجم 4.0 L.

لاحظ أن ناتج ضرب الضغط في الحجم عند كل نقطة في **الشكل 1-7** يساوي 10 atm.L لذا يمكن التعبير عن قانون بويل رياضيًّا على النحو الآتي:

قانون بويل

$$P_1V_1 = P_2V_2$$ P: تمثل الضغط، V : تمثل الحجم

حاصل ضرب ضغط كمية محددة من الغاز في حجمها عند ثبوت درجة حرارتها يساوي كمية ثابتة.

يمثل كل من P_1 و V_1 الضغط والحجم الابتدائيين، في حين يمثل كل من P_2 و V_2 الضغط والحجم الجديدين، فإذا علمت ثلاثة من المتغيرات الموجودة في المعادلة أمكنك معرفة قيمة المتغير الرابع.

تجربة عملية

قانون بويل

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

مثال 1-7

قانون بويل ينفخ غواص وهو على عمق 10m تحت الماء فقاعة هواء حجمها 0.75 L، وعندما ارتفعت فقاعة الهواء إلى السطح تغير ضغطها من 2.25 atm إلى 1.03 atm ، ما حجم فقاعة الهواء عند السطح؟

1 تحليل المسألة

بالاعتماد على قانون بويل، بنقصان الضغط على فقاعة الهواء يزداد حجمها، لذا يجب ضرب الحجم الابتدائي لها في نسبة ضغط أكبر من 1.

المعطيات

$V_1 = 0.75\ L$
$P_1 = 2.25\ atm$
$P_2 = 1.03\ atm$

المطلوب

$V_2 = ?\ L$

2 حساب المطلوب استخدم قانون بويل لإيجاد قيمة V_2 واحسب الحجم الجديد.

ضع نص قانون بويل

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

جد قيمة

$$V_2 = V_1\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$$

عوض $v_1 = 0.75\ L$، $P_1 = 2.25\ atm$، $P_2 = 1.03\ atm$

$$V_2 = 0.75\ L\left(\frac{2.25\ atm}{1.03\ atm}\right)$$

اضرب الأرقام والوحدات واقسمها

$$V_2 = 0.75\ L\left(\frac{2.25\ atm}{1.03\ atm}\right) = 1.6\ L$$

3 تقويم الإجابة قل الضغط بمقدار النصف تقريبًا، لذا فإن الحجم سيزيد إلى الضعف، ويعبر عن الإجابة بوحدة اللتر، وهي وحدة قياس الحجم، وتحتوي الإجابة على رقمين معنويين، وهذا صحيح.

مسائل تدريبية

افترض أن درجة الحرارة وكمية الغاز ثابتان في المسائل الآتية:

1. إذا كان حجم غاز عند ضغط 99.0 kPa هو 300.0 mL ، وأصبح الضغط 188 kPa فما الحجم الجديد؟
2. إذا كان ضغط عينة من غاز الهيليوم في إناء حجمه 1.00 L هو 0.988 atm فما مقدار ضغط هذه العينة إذا نُقلت إلى وعاء حجمه 2.00 L؟
3. **تحفيز** إذا كان مقدار حجم غاز محصور تحت مكبس أسطوانة 145.7 L، وضغطه 1.08 atm، فما حجمه الجديد عندما يزداد الضغط بمقدار 25%؟

$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow V_2 = (P_1V_1) / P_2 = (99.0\ kPa \times 300.0\ mL) / 188\ kPa = 158\ mL$ .1

$P_1V_1 = P_2V_2 \Rightarrow P_2 = (P_1V_1) / V_2 = (0.988\ atm \times 1.00\ L) / 2.00\ L = 0.494\ atm$ .2

$P_2 = 1.08\ atm + (0.25 \times 1.08\ atm) = 1.35\ atm.\ V_2 = (P_1V_1) / P_2 = (1.08\ atm \times 1.45\ L) / 1.35\ atm = 1.16\ L$ .3

1. التحليل: عند الشهيق، يزداد حجم الرئتين فينخفض الضغط داخلها مما يسمح بدخول الهواء. وعند الزفير، يقل حجم الرئتين فيزداد الضغط داخلهما مما يدفع الهواء للخروج. هذه علاقة عكسية بين الحجم والضغط، وهو ما يصفه قانون بويل.

2. عند الشهيق، يزداد حجم القفص الصدري، فيقل الضغط داخل الرئتين عن الضغط الجوي، فيندفع الهواء إلى الداخل. وعند الزفير، يقل حجم القفص الصدري، فيزيد الضغط داخل الرئتين عن الضغط الجوي، فيخرج الهواء.

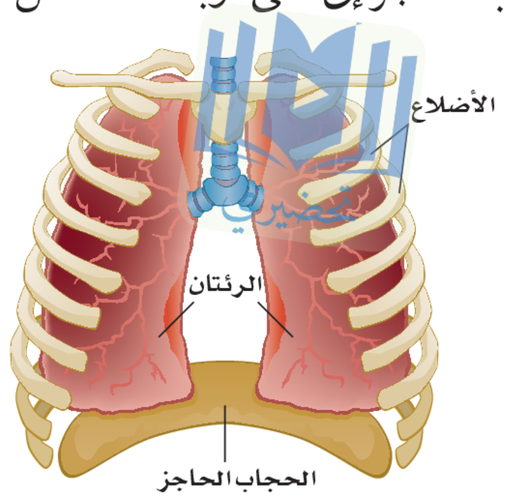
مختبر حل المشكلات

تطبيق التفسيرات العلمية

ما علاقة قانون بويل بالتنفس؟ أنت تتنفس 20 مرة في الدقيقة، وتستبدل بغاز ثاني أكسيد الكربون غازَ الأكسجين لتحافظ على حياتك. فكيف يتغير الضغط والحجم في رئتيك في أثناء تنفسك؟

التحليل

يسمح النسيج الإسفنجي المرن الذي تتكون منه الرئتان بتمدد الرئتين وانقباضهما؛ لتستجيب لحركة الحجاب الحاجز، وهو العضلة القوية الموجودة أسفلهما. فعندما يتحرك الحجاب الحاجز إلى أسفل يزداد حجم الرئتين، وبذلك نتمكن من الشهيق، كما يتقلص حجم الرئتين عندما يتحرك الحجاب الحاجز إلى أعلى، وبذلك نتمكن من الزفير.



التفكير النّاقد

1. **طبّق** قانون بويل لتفسير السبب الذي يجعل الهواء يدخل إلى الرئتين عند الشهيق ويخرج منهما عند الزفير.
2. **وضّح** ما يحدث داخل الرئتين عندما يتعرض الإنسان لضربة على البطن، ويخرج الهواء منه. استخدم قانون بويل لتفسير إجابتك.
3. **استنتج** تَفْقد بعض أجزاء الرئتين مرونتها وتتضخم، وينتج عن ذلك مرض انتفاخ الرئتين. كيف تستدل من قانون بويل على أن هذا الأمر يؤثر في عملية التنفس؟
4. **فسّر** السبب في تعليم الغواصين المبتدئين الذين يحملون جهاز التنفس تحت الماء عدمَ حبس أنفاسهم في أثناء صعودهم من المياة العميقة.

4. عند الغوص، يزداد الضغط الخارجي مع زيادة العمق. يجب أن يكون ضغط الهواء الذي يتنفسه الغواص مساويًا للضغط الخارجي. قانون بويل يفسر كيف يتغير حجم الهواء في الرئتين مع تغيرات الضغط هذه.

قانون شارل Charles's Law

لاحظت في التجربة الاستهلالية أن محيط البالون قد قل بعد غمره في الماء والثلج. لماذا حدث ذلك؟ كما أنك تلاحظ أنّ كرة القدم تظهر غير منتفخة جيدًا إذا تركتها في مكان بارد فترة من الوقت، في حين تراها منتفخة جيدًا إذا تركت في مكان مشمس. فلماذا يختلف مظهر الكرة؟ يمكن الإجابة عن هذه الأسئلة من خلال تطبيق قانون شارل.

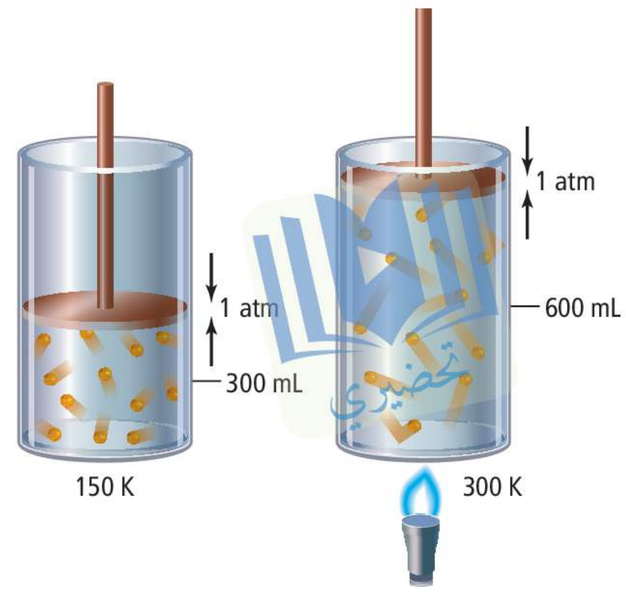
كيف يرتبط الحجم مع درجة الحرارة؟ درس جاك شارل (1746–1823م) الفيزيائي الفرنسي العلاقة بين الحجم ودرجة الحرارة، حيث لاحظ أن كلًّا من درجة حرارة وحجم عينة من الغاز يزداد عندما يبقى كل من كمية العينة والضغط ثابتين. يمكن تفسير هذه الخاصية بناءً على نظرية الحركة الجزيئية: فعندما تزداد درجة الحرارة تتحرك جسيمات الغاز وتصطدم أسرع بجدار الإناء الذي توجد فيه وبقوة أكبر. ولأن الضغط يعتمد على عدد وقوة اصطدامات جسيمات الغاز بجدار الإناء فإن هذا يؤدي إلى زيادة الضغط، وحتى يبقى الضغط ثابتًا لا بد أن يزيد الحجم؛ إذ تحتاج الجسيمات إلى الانتقال إلى مسافات أبعد قبل أن تصطدم بالجدار، مما يقلل من عدد اصطدامات الجسيمات بجدار الإناء.

توضح الأسطوانات في **الشكل 2-7** كيف يتغير حجم كمية محددة من الغاز بتسخينه.

3. الضربة على الظهر تقلل فجأة من حجم القفص الصدري والرئتين. ووفقًا لقانون بويل، يؤدي هذا الانخفاض السريع في الحجم إلى زيادة كبيرة في الضغط الداخلي، مما يجبر الهواء على الخروج بقوة.

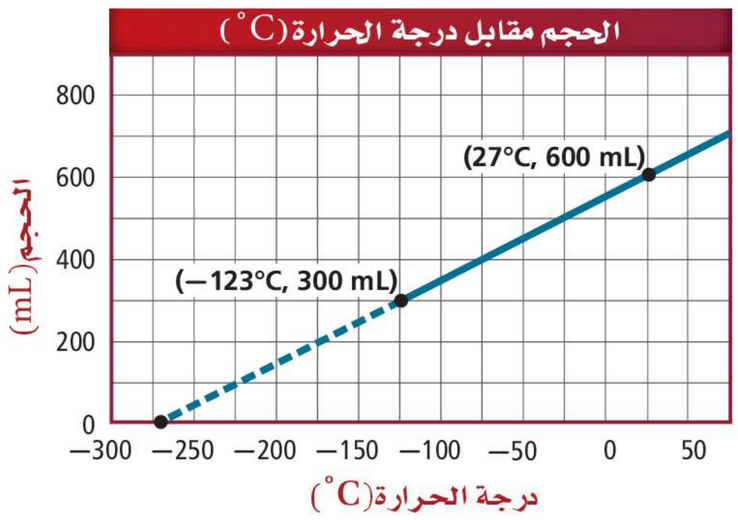
5. عند الصعود، يقل الضغط الخارجي. إذا حبس الغواص أنفاسه، فإن الهواء عالي الضغط في رئتيه سيتمدد وفقًا لقانون بويل، مما قد يسبب إصابة خطيرة في الرئة. لذلك، يجب عليهم الزفير باستمرار أثناء الصعود.

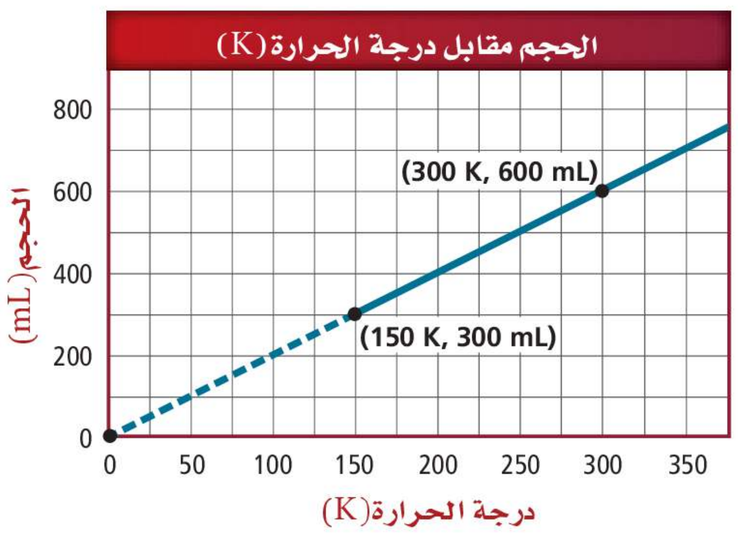
الشكل **2–7** عند تسخين الأسطوانة تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز، فتدفع الجسيمات المكبس إلى أعلى. يوضح الرسم البياني الآتي علاقة الحجم بدرجة الحرارة السيليزية ودرجة الحرارة المطلقة.



$\frac{V_1}{T_1} = \frac{300\ mL}{150\ K}$
$= 2\ mL/K$
$=$ ثابت

$\frac{V_2}{T_2} = \frac{600\ mL}{300\ K}$
$= 2\ mL/K$
$=$ ثابت





وعلى عكس **الشكل 1–7** إذ يؤثر في المكبس ضغط خارجي بالإضافة إلى الضغط الجوي، فقد بقي المكبس في **الشكل 2–7** حر الحركة. وهذا يعني قيام الغاز الموجود في الأسطوانة برفع المكبس إلى أن يتساوى الضغط الواقع عليه مع الضغط الجوي.

وكما تلاحظ يزداد حجم الغاز المحصور عند 1 atm بزيادة درجة الحرارة في الأسطوانة، لذا تكون المسافة التي يتحركها المكبس مقياسًا لزيادة حجم الغاز عندما يسخن.

رسم العلاقة بين درجة الحرارة والحجم يوضّح **الشكل 2–7** أيضًا العلاقة بين درجة الحرارة والحجم لمقدار محدّد من الغاز تحت تأثير ضغط ثابت؛ حيث إن منحنى درجة الحرارة مع الحجم خطّ مستقيم، فيمكنك توقع درجة الحرارة التي يصبح الحجم عندها 0 L، وذلك بمدّ الخط إلى درجات حرارة أدنى من الدرجات التي تم قياسها.

في الرسم البياني الأول، درجة الحرارة التي يكون عندها الحجم 0 L تساوي 273°C–، لذا فهذه العلاقة خطية، لكنها ليست تناسبًا مباشرًا. فمثلًا يمكنك ملاحظة عدم مرور الخط المستقيم بنقطة الأصل، كما أن مضاعفة درجة الحرارة من 25°C إلى 50°C لا تؤدي إلى مضاعفة الحجم.

يبين الرسم البياني في **الشكل 2–7** أن العلاقة بين درجة الحرارة المقيسة بالكلفن (K) والحجم علاقة طردية والتناسب مباشر؛ إذ تقابل درجة الحرارة 0 K حجمًا مقداره 0 mL، وعند مضاعفة درجة الحرارة يتضاعف الحجم. ويعرف الصفر على تدريج كلفن **بالصفر المطلق**، وهو يمثل أقل قيمة ممكنة لدرجة الحرارة التي تكون عندها طاقة الذرات أقل ما يمكن.

اختبار الرسم البياني **فسّر** لماذا يوضح الرسم البياني الثاني في **الشكل 2–7** تناسبًا طرديًّا مباشرًا، في حين لا يوضح الرسم البياني الأول ذلك.

لأن الرسم البياني الثاني يستخدم تدريج كلفن (المطلق) الذي يبدأ من الصفر المطلق، حيث تكون العلاقة تناسبًا طرديًا مباشرًا ويمر الخط بالمركز (0,0). أما الرسم الأول الذي يستخدم التدريج السيليزي، فلا يمر الخط بالمركز، لذا العلاقة خطية وليست تناسبًا مباشرًا.

تجربة عملية

قانون شارل

ارجع إلى دليل التجارب العملية على منصة عين الإثرائية

استخدام قانون شارل ينص **قانون شارل** على أن حجم كمية محددة من الغاز يتناسب طرديًّا مع درجة حرارته بالكلفن عند ثبوت الضغط، ويمكن التعبير عن قانون شارل بالعلاقة الرياضية الآتية:

قانون شارل

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

V تمثل الحجم

T تمثل درجة الحرارة بالكلفن

حاصل قسمة حجم كمية محددة من الغاز على درجة حرارته بالكلفن عند ثبوت ضغطه يساوي كمية ثابتة.

تتمثل V_1، T_1 في المعادلة أعلاه درجة الحرارة والحجم الابتدائيين، في حين تمثل V_2 ، T_2 درجة الحرارة والحجم الجديدين، كما في قانون بويل، فإذ عرفت ثلاث متغيرات أمكنك حساب المتغير الرابع.

وعند استخدام قانون شارل يجب التعبير عن درجة الحرارة بالكلفن. وكما قرأت سابقًا، عليك إضافة 273 إلى درجة الحرارة السيليزية لتحويل درجة الحرارة من التدريج السيليزي إلى التدريج بالكلفن:

$$T_K = 273 + T_C$$

تحضيري

مثال 2-7

قانون شارل إذا كان حجم بالون هيليوم 2.32 L داخل سيارة مغلقة، عند درجة حرارة 40.0 °C، فإذا وقفت السيارة في ساحة البيت في يوم حار وارتفعت درجة الحرارة داخلها إلى 75.0 °C، فما الحجم الجديد للبالون إذا بقي الضغط ثابتًا؟

1 تحليل المسألة

ينص قانون شارل على أن حجم مقدار محدّد من الغاز يزداد بزيادة درجة حرارته إذا بقي الضغط ثابتًا. لذا يزداد حجم البالون ، ويجب ضرب الحجم الابتدائي في نسبة درجة حرارة أكبر من واحد.

المعطيات

$T_1 = 40.0\,°C$

$V_1 = 2.32\,L$

$T_2 = 75.0\,°C$

المطلوب

$V_2 = ?\,L$

تحضيري

2 حساب المطلوب

تحضيري

حوّل درجة الحرارة السيليزية إلى الكلفن.

استخدم معامل التحويل

$$T_K = 273 + T_C$$

عوض بقيمة T_1= 40.0 °C

$$T_1 = 273 + 40.0\,°C = 313.0\,K$$

عوض بقيمة T_2 = 75.0 °C

$$T_2 = 273 + 75.0\,°C = 348.0\,K$$

استخدم قانون شارل لإيجاد V_2، وعوض بالقيم المعروفة في المعادلة التي أُعيد ترتيبها.

اكتب نص قانون شارل

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

جد قيمة V_2

$$V_2 = V_1 \left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

عوض $V_1 = 2.32\ \text{L}$، $T_1 = 313.0\ \text{K}$، $T_2 = 348.0\ \text{K}$

$$V_2 = 2.32\ \text{L} \left(\frac{348.0\ \text{K}}{313.0\ \text{K}}\right)$$

اضرب واقسم الوحدات والأرقام

$$V_2 = 2.32\ \text{L} \left(\frac{348.0\ \text{K}}{313.0\ \text{K}}\right) = \mathbf{2.58\ L}$$

3 تقويم الإجابة

كانت الزيادة في درجة الحرارة بالكلفن صغيرة نسبيًّا، لذا ستكون الزيادة في الحجم صغيرة أيضًا، وستستخدم وحدة (L) في الإجابة، وهي وحدة الحجم، وهناك ثلاثة أرقام معنوية.

مسائل تدريبية

افترض أن الضغط وكمية الغاز ثابتان في المسائل الآتية:

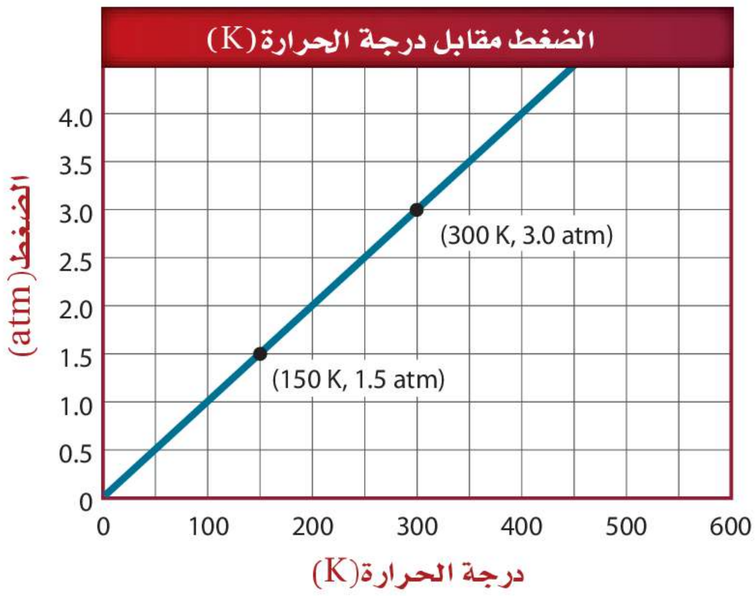
4. ما الحجم الذي يشغله الغاز في البالون الموجود على اليسار عند درجة 250 K؟
5. شغل غاز عند درجة حرارة 89 °C حجمًا مقداره (0.67 L). عند أي درجة حرارة سيليزية سيزيد الحجم ليصل إلى 1.12 L ؟
6. إذا انخفضت درجة الحرارة السيليزية لعينة من الغاز حجمها 3.0 L من 80.0 °C إلى 30.0 °C فما الحجم الجديد للغاز؟
7. **تحفيز** يشغل غاز حجمًا مقداره 0.67 L عند درجة حرارة (350 K). ما درجة الحرارة اللازمة لخفض الحجم بمقدار 45% ؟

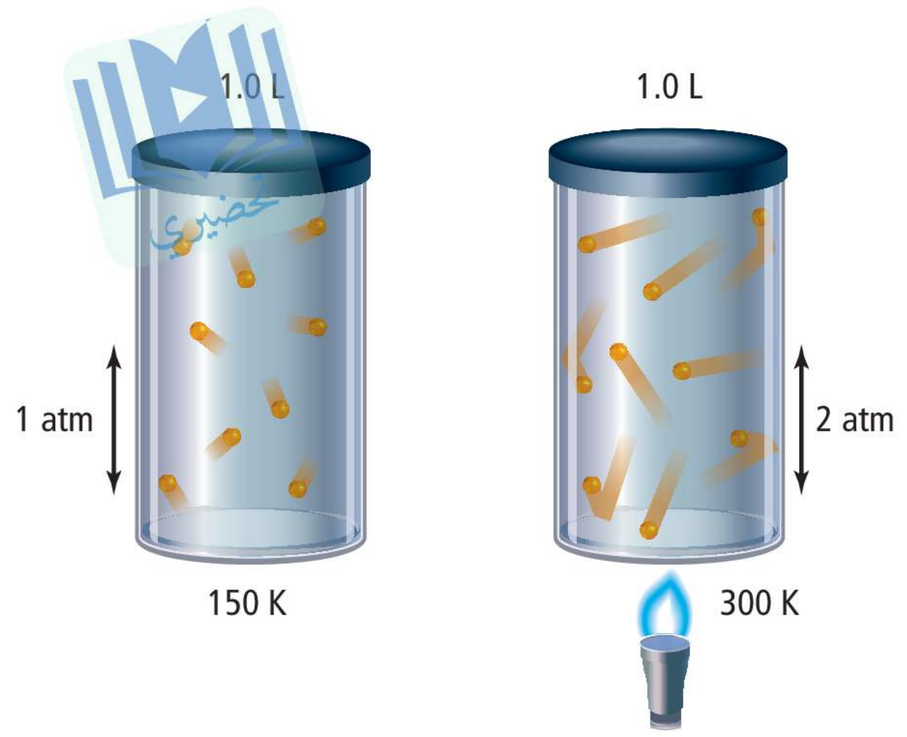
قانون جاي - لوساك Gay– Lussac's Law

لاحظت في التجربة الاستهلالية تطبيقات على قانون شارل، فعند تغير درجة الحرارة يتغير حجم البالون، ولكن ماذا يمكن أن يحدث لو كان البالون صلبًا ثابتًا؟ وإذا كان حجمه ثابتًا فهل هناك علاقة بين درجة الحرارة والضغط؟ يمكن الإجابة عن هذا السؤال من خلال قانون جاي – لوساك.

كيف ترتبط درجة الحرارة مع ضغط الغاز؟ ينتج الضغط عن اصطدام جسيمات الغاز بجدران الوعاء؛ فكلما ارتفعت درجات الحرارة زاد عدد الاصطدامات وطاقتها. لذا تؤدي زيادة الحرارة إلى زيادة الضغط إذا لم يتغير الحجم.

الشكل **3–7** عند تسخين الأسطوانة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات، مما يؤدي إلى زيادة اصطداماتها بجدار الإناء وزيادة قوتها. ولأن حجم الأسطوانة ثابت فإن ضغط الغاز يزداد.





استخدم الرسم البياني قارن بين الرسوم البيانية في **الشكلين 2–7و 3–7**.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{1.5\ atm}{150\ K} = 0.01\ atm/K = \text{ثابت}$$

$$\frac{P_2}{T_2} = \frac{3.0\ atm}{300\ K} = 0.01\ atm/K = \text{ثابت}$$

الكيمياء في واقع الحياة

قانون جاي-لوساك

أواني الضغط لوعاء الضغط غطاء محكم الإغلاق، وحجمه ثابت. وعند تسخينه يزداد الضغط في الإناء، وبزيادة الضغط تستمر درجة الحرارة في الارتفاع، فيتم بذلك طهو الطعام بسرعة أكبر.

وقد وجد جاي لوساك (1778–1850م) أن درجة الحرارة المطلقة تتناسب طرديًّا مع الضغط، كما هو موضح في **الشكل 3–7**. وينص **قانون جاي لوساك** على أن ضغط مقدار محدّد من الغاز يتناسب طرديًّا مع درجة الحرارة بالكلفن له، عند ثبوت الحجم. ويمكن التعبير عنه رياضيًّا كما يأتي:

قانون جاي لوساك

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

P تمثل الضغط

T تمثل درجة الحرارة بالكلفن

حاصل قسمة الضغط على درجة الحرارة بالكلفن لمقدار محدد من الغاز ذي حجم ثابت يساوي مقدارًا ثابتًا.

وكما هو الحال في قانوني بويل وشارل، فإذا عرفت ثلاثة متغيرات أمكنك حساب المتغير الرابع باستخدام المعادلة. تذكر أن درجة الحرارة يجب أن تكون بالكلفن (K) أينما استخدمت في معادلات قوانين الغاز.

تحضيري

مثال 3-7

قانون جاي- لوساك إذا كان ضغط غاز الأكسجين داخل الأسطوانة 5.00 atm عند درجة 25.0°C ، ووضعت الأسطوانة في خيمة على قمة جبل إفرست، حيث تكون درجة الحرارة 10.0°C- فما الضغط الجديد داخل الأسطوانة؟

1 تحليل المسألة

ينص قانون جاي- لوساك على أنه إذا انخفضت درجة حرارة الغاز المحصور فإن ضغطه ينخفض إذا بقي حجمه ثابتًا. لذلك يقل الضغط في أسطوانة الأكسجين. يجب ضرب مقدار الضغط الابتدائي في نسبة درجة حرارة أقل من 1.

المعطيات

$P_1 = 5.00\ \text{atm}$

$T_1 = 25.0\ ^\circ\text{C}$

$T_2 = -10.0\ ^\circ\text{C}$

المطلوب

$P_2 = ?\ \text{atm}$

2 حساب المطلوب

حول درجات الحرارة السيليزية إلى كلفن

استخدم معامل التحويل $T_K = 273 + T_C$

عوّض $T_1 = 25.0\ ^\circ\text{C}$ $T_1 = 273 + 25.0\ ^\circ\text{C} = 298.0\ \text{K}$

عوّض $T_2 = 10.0\ ^\circ\text{C}$ $T_2 = 273 + (-10.0\ ^\circ\text{C}) = 263.0\ \text{K}$

استخدم قانون جاي لوساك؛ لإيجاد قيمة P_2، وعوض بالقيم المعروفة في المعادلة التي أعيد ترتيبها.

اكتب نص قانون جاي لوساك $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

لإيجاد قيمة P_2 $P_2 = P_1\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$

عوض $P_1 = 5.00\ \text{atm}$، $T_1 = 298.0\ \text{K}$، $T_2 = 263.0\ \text{K}$ $P_2 = 5.00\ \text{atm}\left(\frac{263.0\ \text{K}}{298.0\ \text{K}}\right)$

اضرب الأرقام والوحدات واقسمها. $P_2 = 5.00\ \text{atm}\left(\frac{263.0\ \cancel{\text{K}}}{298.0\ \cancel{\text{K}}}\right) = \mathbf{4.41\ atm}$

3 تقويم الإجابة

تقل درجة الحرارة المطلقة، لذا يقل الضغط. وحدة الضغط atm، وهناك ثلاثة أرقام معنوية.

مسائل تدريبية

افترض أن الحجم و كمية الغاز ثابتان في المسائل الآتية:

8. إذا كان ضغط إطار سيارة 1.88 atm عند درجة حرارة 25°C ، فكم يكون الضغط إذا ارتفعت درجة الحرارة إلى 37.0 °C؟

9. يوجد غاز هيليوم في أسطوانة حجمها 2L، تحت تأثير ضغط جوي مقداره 1.12 atm، فإذا أصبح ضغط الغاز 2.56 atm، عند درجة حرارة 36.5 °C، فما قيمة درجة حرارة الغاز الابتدائية؟

10. تحفيز إذا كان ضغط عينة من الغاز يساوي 30.7 KPa عند درجة حرارة 00.0 °C، فكم ينبغي أن ترتفع درجة الحرارة السيليزية للعينة حتى يتضاعف ضغطها؟

الشكل 4–7 تمتلك المملكة العربية السعودية ما يزيد عن 10 محطات رصدجوي والتي يُستخدم فيها بالون الطقس كما في الشكل المجاور والذي تتم تعبئته بالهيليوم أو الهيدروجين. -ويحمل بالون الطقس على متنه أجهزة تسمى (راديو سوند) ترسل بيانات تتعلق بدرجة حرارة الهواء والضغط والرطوبة في طبقات الجو العُليا، إضافة لذلك، يُساعد متابعة العُلماء في معرفة سُرعة و اتجاه الرياح على تلك الارتفاعات.

القانون العام للغازات The General Gas Law

يمكن أن يتغير كل من الضغط ودرجة الحرارة والحجم في العديد من التطبيقات العملية للغازات، كما في بالون الطقس في الشكل 4-7. كما يمكن جمع قانون بويل وقانون شارل وقانون جاي- لوساك في قانون واحد يطلق عليه **القانون العام للغازات**، وهو يحدّد العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة والحجم لكمية محدّدة من الغاز. ويوجد بين المتغيرات الثلاثة نفس العلاقة الموجودة في القوانين الأخرى. فالضغط يتناسب عكسيًّا مع الحجم، وطرديًّا مع درجة الحرارة. ويمكن التعبير عن القانون العام للغازات رياضيًّا على النحو الآتي:

القانون العام للغازات

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

P = تمثل الضغط ، V = تمثل الحجم

T = تمثل درجة الحرارة بالكلفن

حيث حاصل ضرب الضغط في الحجم مقسومًا على درجة الحرارة بالكلفن لمقدار محدّد من الغاز يساوي مقدارًا ثابتًا.

استخدام القانون العام للغازات يساعدك القانون العام للغازات على حل المسائل التي تتضمن أكثر من متغير واحد، كما يقدم لك طريقة لتذكر القوانين الثلاثة الأخرى دون تذكر معادلاتها، يمكننا القانون العام للغازات من اشتقاق القوانين الأخرى من خلال تذكر المتغير الثابت في كل حالة.

مثلًا إذا بقيت درجة الحرارة ثابتة بينما تغير الضغط والحجم فإن $T_2=T_1$. وبعد تبسيط قانون الغاز العام تحت هذه الظروف ستجد أن المعادلة أصبحت $P_1V_1 = P_2V_2$، والتي ينبغي أن تستنتج أنها قانون بويل.

ماذا قرأت؟ اشتق قانون شارل، وقانون جاي -لوساك من القانون العام للغازات.

مهن في الكيمياء

الأرصاد الجوية العلاقات التي تربط الضغط ودرجة الحرارة مع الحجم تساعد علماءَ الأرصاد الجوية على فهم حالة الطقس والتنبؤ بها. فمثلًا، تنتج الرياح والجبهات الهوائية عن تغير الضغط الذي يسببه التسخين الشمسي غير المنتظم للغلاف الجوي المحيط بسطح الأرض.

مثال 4-7

القانون العام للغازات إذا كان حجم كمية من غاز ما تحت ضغط 110 KPa ، ودرجة حرارة 30.0°C يساوي 2.00 L، وارتفعت درجة الحرارة إلى 80.0°C، وزاد الضغط وأصبح 440 KPa، فما مقدار الحجم الجديد؟

1 تحليل المسألة

تغير كل من درجة الحرارة والضغط؛ لذلك يجب أن تستخدم القانون العام للغازات.

لقد زاد الضغط أربع مرات، لكن درجة الحرارة لم تتضاعف بنفس هذا المقدار، لذلك فإن الحجم الجديد سيكون أقل من الحجم الابتدائي.

المعطيات

$P_1 = 110\ \text{kPa}$ $P_2 = 440\ \text{kPa}$
$T_1 = 30.0\ ^\circ\text{C}$ $T_2 = 80.0\ ^\circ\text{C}$
$V_1 = 2.00\ \text{L}$

المطلوب

$V_2 = ?\ \text{L}$

2 حل المطلوب

حوّل درجات الحرارة من السيليزية إلى كلفن.

طبق معامل التحويل $T_K = 273 + T_C$

عوض $T_1 = 30.0\ ^\circ\text{C}$ $T_1 = 273 + 30.0^\circ\text{C} = 303.0\ \text{K}$

عوض $T_2 = 30.0\ ^\circ\text{C}$ $T_2 = 273 + 80.0^\circ\text{C} = 353.0\ \text{K}$

استخدم قانون الغازات العام، لتجد قيمة V_2 ثم عوض القيم المعروفة في المعادلة التي أعيد ترتيبها.

اكتب القانون العام للغازات $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$

حل لإيجاد V_2 $V_2 = V_1\left(\frac{P_1}{P_2}\right)\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$

عوض $P_1 = 110\ \text{kPa}$، $P_2 = 440\ \text{kPa}$، $T_1 = 303.0\ \text{K}$، $T_2 = 353.0\ \text{K}$ $V_2 = 2.00\ \text{L}\left(\frac{110\ \text{kPa}}{440\ \text{kPa}}\right)\left(\frac{353.0\ \text{K}}{303.0\ \text{K}}\right)$

اضرب الأرقام والوحدات واقسمها $V_2 = 2.00\ \text{L}\left(\frac{110\ \cancel{\text{kPa}}}{440\ \cancel{\text{kPa}}}\right)\left(\frac{353.0\ \cancel{\text{K}}}{303.0\ \cancel{\text{K}}}\right) = \mathbf{0.58\ L}$

3 تقويم الإجابة

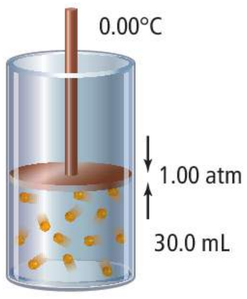
تغير الضغط بشكل أكبر من درجة الحرارة، لذا فقد قل الحجم. الوحدة هي (L)، وهي حدة قياس الحجم، وهناك رقمان معنويان.

مسائل تدريبية

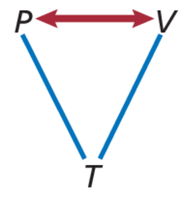
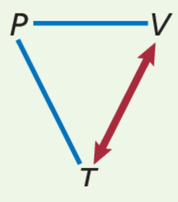
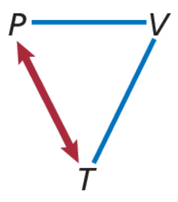
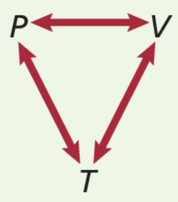
افترض أن كمية الغاز ثابتة في المسائل الآتية:

11. تُحدث عينة من الهواء في حقنة ضغطًا مقداره 1.02 atm، عند 22.0°C، ووضعت هذه الحقنة في حمام ماء يغلي (درجة حرارة 100.0°C) وازداد الضغط إلى 1.23 atm بدفع مكبس الحقنة إلى الخارج، مما أدى إلى زيادة الحجم إلى 0.224 mL فكم كان الحجم الابتدائي؟

12. يحتوي بالون على 146.0 mL من الغاز المحصور تحت ضغط مقداره 1.30 atm ودرجة حرارة 5.0°C فإذا تضاعف الضغط وانخفضت درجة الحرارة إلى 2.0°C فكم يكون حجم الغاز في البالون؟



13. تحفيز إذا زادت درجة الحرارة في الإسطوانة الموجودة على يسارك لتصل إلى 30.0°C ، وزاد الضغط إلى 1.20 atm فهل يتحرك مكبس الأسطوانة إلى أعلى أم إلى أسفل؟

الجدول 1-7	قوانين الغازات			
القانون	بويل	شارل	جاي لوساك	القانون العام
الصيغة	$P_1V_1 = P_2V_2$	$\frac{V_1}{T_1}=\frac{V_2}{T_2}$	$\frac{P_1}{T_1}=\frac{P_2}{T_2}$	$\frac{P_1V_1}{T_1}=\frac{P_2V_2}{T_2}$
ما الثابت؟	كمية الغاز ودرجة الحرارة	كمية الغاز والضغط	كمية الغاز والحجم	كمية الغاز
رسم تنظيمي				

مقاييس درجة الحرارة وقوانين الغازات لا بد أنك لاحظت أن العمل الذي قام به كل من شارل وجاي- لوساك قد سبق تطوير التدريج بالكلفن (K)، على الرغم من أن قانونيهما تطلبا استخدام درجة الحرارة بالكلفن (K). حيث استخدم العلماء في القرن 17 وبدايات القرن 18 مقاييس حرارة مختلفة. فعلى سبيل المثال استخدم تدريج ريومر في فرنسا حتى في العصر نفسه الذي عاش فيه شارل تقريبًا. وباستخدام هذا التدريج أو أي تدريج لا يعتمد على الصفر المطلق تصبح المعادلة التي تعبر عن قانون شارل أكثر تعقيدًا؛ فهي تحتاج إلى ثابتين إضافة إلى الحجم V ودرجة الحرارة T. وقد بسّط التدريج بالكلفن الأمور، ونتجت قوانين الغازات المستخدمة الآن.

عرفت الآن كيف تؤثر متغيرات الضغط والحرارة والحجم في عينة من الغاز. ويمكنك أيضًا استخدام قوانين الغازات التي تم تلخيصها في **الجدول 1-7** إذا كانت كمية الغاز ثابتة، لكن ماذا يحدث إذا تغيرت كمية الغاز؟ هذا ما ستدرسه لاحقًا.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

تحضيري

التقويم 1-7

الخلاصة

- ينص قانون بويل على أن حجم مقدار محدّد من الغاز يتناسب عكسيًّا مع ضغطه عند ثبوت درجة الحرارة.
- ينص قانون شارل على أن حجم كمية محدّدة من الغاز يتناسب طرديًّا مع درجة حرارته بالكلفن عند ثبوت الضغط.
- ينص قانون جاي- لوساك على أن ضغط مقدار محدّد من الغاز يتناسب طرديًّا مع درجة الحرارة بالكلفن عند ثبوت الحجم.
- يربط القانون العام للغازات بين الضغط ودرجة الحرارة والحجم في معادلة واحدة.

14. **الفكرة الرئيسة** **وضح** العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة وحجم كمية ثابتة من الغاز.
15. **اشرح** أي المتغيرات الثلاثة، التي تؤثر في كمية ثابتة من الغاز، تتناسب تناسبًا طرديًّا، وأيها تتناسب عكسيًّا؟
16. **حلل** أُطلق بالون طقس إلى الغلاف الجوي، وأنت تعرف كلًّا من حجمه الابتدائي ودرجة حرارته وضغط الهواء فيه. ما المعلومات التي تحتاج إليها لحساب الحجم النهائي للبالون عندما يصل إلى أقصى ارتفاع له؟ وأي القوانين تستخدم لحساب الحجم؟
17. **استنتج** لماذا تُضغط الغازات التي تستخدم في المستشفيات، ومنها الأكسجين؟ ولماذا يجب حمايتها من ارتفاع درجات الحرارة؟ وماذا يجب أن يحدث للأكسجين المضغوط قبل استنشاقه؟
18. **احسب** يحتوي إناء بلاستيكي صلب على 1.00 L من غاز الميثان عند ضغط جوي مقداره 660 torr، ودرجة حرارة 22.0°C ، ما مقدار الضغط الذي يحدثه الغاز عند ارتفاع درجة الحرارة إلى 44.6°C؟
19. **صمّم** خريطة مفاهيمية توضّح فيها العلاقات بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة في قوانين بويل، وشارل، وجاي- لوساك.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

7–2

الأهداف

- **تربط** عدد الجسيمات بالحجم مستخدمًا مبدأ أفوجادرو.
- **تربط** كمية الغاز بضغطه ودرجة حرارته وحجمه مستخدمًا قانون الغاز المثالي.
- **تقارن** بين خصائص الغاز الحقيقي والغاز المثالي.

مراجعة المفردات

المول: وحدة قياسية دولية تستخدم لقياس كمية المادة، وتمثل مقدار المادة النقية التي تحتوي على 6.02×10^{23} من الجسيمات.

المفردات الجديدة

مبدأ أفوجادرو
الحجم المولاري
ثابت الغاز المثالي (R)
قانون الغاز المثالي

قانون الغاز المثالي
The Ideal Gas Law

الفكرة الرئيسة **يربط قانون الغاز المثالي بين عدد المولات وكل من الضغط ودرجة الحرارة والحجم.**

الربط مع الحياة تعلم أن إضافة الهواء إلى إطار السيارة يزيد من ضغط الهواء في الإطار، ولكن هل تعلم أن قيمة الضغط المحددة للإطار هي قيمة الضغط في الإطار عندما يكون باردًا؟ فعندما تتحرك إطارات السيارات على الطريق يعمل الاحتكاك على رفع درجة الحرارة، فيزيد الضغط.

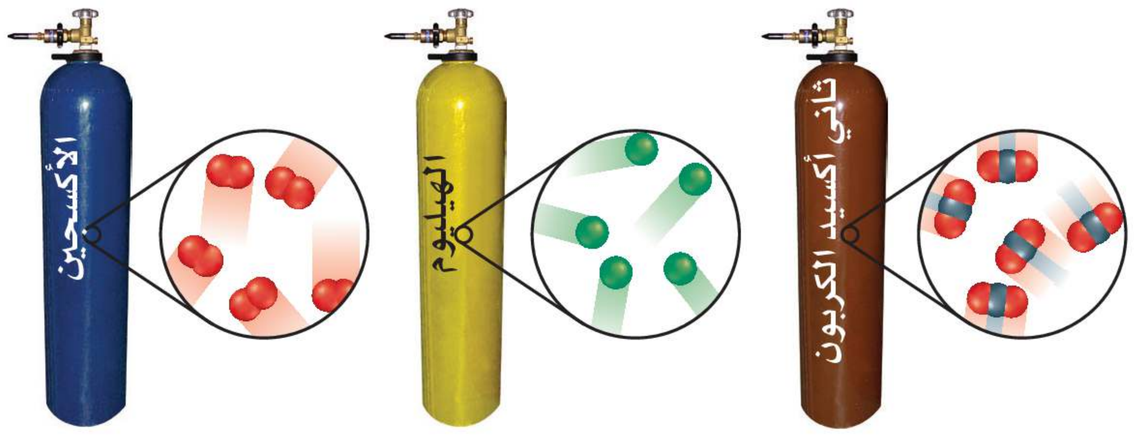
مبدأ أفوجادرو Avogadro's Principle

تختلف حجوم جسيمات الغازات، ومع ذلك تفترض نظرية الحركة الجزيئية أن جسيمات الغاز في أي عينة تكون متباعدة كثيرًا جدًّا، بحيث يصبح تأثير حجم الجسيمات قليلًا جدًّا على الحجم الذي يشغله الغاز. فمثلًا يشغل 1000 جسيم من غاز الكربتون الكبيرة نسبيًّا الحجم نفسه لـ 1000 جسيم من غاز الهيليوم الأصغر حجمًا عند نفس درجة الحرارة والضغط. وكان أفوجادرو في عام 1811م أول من قدم هذه الفكرة. وينص **مبدأ أفوجادرو** على أن الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي العدد نفسه من الجسيمات عند نفس درجة الحرارة والضغط. ويبين **الشكل 5–7** حجومًا متساوية من ثاني أكسيد الكربون والهيليوم والأكسجين.

الحجم وعدد المولات درست سابقًا أن المول الواحد من أي مادة يحتوي على 6.02×10^{23} من الجسيمات. و**الحجم المولاري** لغاز هو الحجم الذي يشغله 1 mol منه عند الظروف المعيارية (standard temperature and pressure) و يرمز لها بالرمز STP (0.0°C) (1 atm).

وتعرف درجة الحرارة 0.0°C والضغط الجوي 1atm بدرجة الحرارة والضغط المعياريين. هذا وقد بيَّن أفوجادرو أن 1mol من أي غاز يشغل حجمًا مقداره 22.4 L، لذا يمكنك استعمال 22.4 L /mol بوصفه معامل تحويل عندما يكون الغاز في الظروف المعيارية. فإذا رغبت مثلًا في معرفة عدد المولات في عينة من غاز حجمها 3.72 L، في الظروف المعيارية، فيتعين عليك استخدام الحجم المولاري لتحويل وحدات الحجم إلى مولات.

$$3.72\ \text{L} \times \frac{1\ \text{mol}}{22.4\ \text{L}} = 0.166\ \text{mol}$$



الشكل **5–7** أسطوانات غاز متساوية في الحجم تحت تأثير ضغط ودرجة حرارة متساويين، تحتوي كميات متساوية من الغاز بغض النظر عن نوع الغاز الذي تحتويه كل منها.

استنتج لماذا لا ينطبق مبدأ أفوجادرو على السوائل والمواد الصلبة؟

استنتج: لا ينطبق مبدأ أفوجادرو على السوائل والمواد الصلبة لأن جسيماتها متراصة وقريبة من بعضها، وبالتالي فإن حجمها يتأثر بحجم الجسيمات نفسها وقوى التجاذب بينها، على عكس الغازات التي تكون جسيماتها متباعدة جدًا وحجمها مهمل مقارنة بحجم الوعاء.

20. الحجم = عدد المولات × الحجم المولاري = 0.0459 × 22.4 L/mol = 1.03 L

21. عدد مولات CO_2 = 1.0 L / 22.4 L/mol = 0.0446 mol. كتلة CO_2 = 0.0446 mol × 44.01 g/mol = 1.96 g

22. عدد مولات H_2 = 0.00922 g / 2.02 g/mol = 0.00456 mol. حجم H_2 = 0.00456 mol × 22.4 L/mol = 0.102 L = 102 mL

مثال 5-7

الحجم المولاري المكون الرئيس للغاز الطبيعي المستخدم في المنازل لأغراض التدفئة والطهو هو الميثان CH_4. احسب حجم 2.00 Kg من غاز الميثان في الظروف المعيارية STP.

1 تحليل المسألة

يمكن حساب عدد المولات من خلال قسمة كتلة العينة (m) على الكتلة المولية M. ولأن الغاز تحت الظروف المعيارية (STP)، لذا يمكنك استخدام الحجم المولاري لتحويل عدد المولات إلى حجم.

المعطيات

$m = 2.00\ kg$

$T = 0.00\ ^\circ C$

$P = 1.00\ atm$

المطلوب

$V = ?\ L$

2 حساب المطلوب

حدّد الكتلة المولية للميثان

حدد الكتلة المولية عبر عن الكتلة الجزيئية باستخدام g/mol لتصل إلى الكتلة المولية.

$$M = 1\ \cancel{C\ atom}\left(\frac{12.01\ amu}{1\ \cancel{C\ atom}}\right) + 4\ \cancel{H\ atoms}\left(\frac{1.01\ amu}{1\ \cancel{H\ atom}}\right)$$

$$= 12.01\ amu + 4.04\ amu = 16.05\ amu = 16.05\ g/mol$$

حدّد عدد مولات الميثان

حوّل الكتلة المولية من وحدة Kg إلى g

$$2.00\ \cancel{kg}\left(\frac{1000\ g}{1\ \cancel{kg}}\right) = 2.00 \times 10^3\ g$$

اقسم على الكتلة المولية لإيجاد عدد المولات.

$$\frac{m}{M} = \frac{2.00 \times 10^3\ g}{16.05\ g/mol} = 125\ mol$$

استخدم الحجم المولاري لتحديد حجم الميثان في الظروف المعيارية STP.

استخدم الحجم المولاري 22.4 L/mol للتحويل من المولات إلى الحجم.

$$V = 125\ \cancel{mol} \times \frac{22.4\ L}{1\ \cancel{mol}} = \mathbf{2.80 \times 10^3\ L}$$

23. عدد مولات Kr = 0.416 g / 83.80 g/mol = 0.00496 mol. حجم Kr = 0.00496 mol × 22.4 L/mol = 0.111 L

3 تقويم الإجابة

مقدار الميثان الموجود أكبر من 1 mol؛ لذا يجب أن تتوقع حجمًا كبيرًا، وهذا يتفق مع الإجابة. الوحدة هي (L)، وهي وحدة قياس الحجم، وهناك ثلاثة أرقام معنوية.

مسائل تدريبية

20. ما حجم الوعاء اللازم لاحتواء 0.0459 mol من غاز النيتروجين N_2 في الظروف المعيارية STP؟

21. ما كتلة غاز ثاني أكسيد الكربون بالجرامات، الموجودة في بالون حجمه 1.0 L في الظروف المعيارية STP؟

22. ما الحيز (mL)، الذي يشغله غاز الهيدروجين الذي كتلته 0.00922 g في الظروف المعيارية STP؟

23. ما الحجم الذي تشغله كتلة مقدارها 0.416 g من غاز الكربتون في الظروف المعيارية STP؟

24. احسب الحجم الذي تشغله كتلة مقدارها 4.5 Kg من غاز الإيثيلين C_2H_4 في الظروف المعيارية STP؟

25. تحفيز إناء بلاستيكي مرن يحتوي 0.86 g من غاز الهيليوم بحجم (19.2 L). فإذا أُخرج 0.205 g من غاز الهيليوم عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين، فما الحجم الجديد؟

24. كتلة C_2H_4 = 4.5 kg = 4500 g. عدد مولات C_2H_4 = 4500 g / 28.06 g/mol = 160.4 mol. الحجم = 160.4 mol × 22.4 L/mol = 3593 L ≈ 3.6 × 10^3 L

25. وفقًا لمبدأ أفوجادرو $V_1/n_1 = V_2/n_2$. عدد المولات الابتدائي n_1 = 0.86 g / 4.00 g/mol = 0.215 mol. عدد المولات النهائي n_2 = (0.86 - 0.205) g / 4.00 g/mol = 0.164 mol. الحجم الجديد $V_2 = (V_1 \times n_2) / n_1$ = (19.2 L × 0.164 mol) / 0.215 mol = 14.6 L

قانون الغاز المثالي The Ideal Gas Law

يمكـــن جمع كل من مبدأ أفوجادرو وقوانين بويل وشـــارل وجاي- لوســـاك في علاقة رياضية واحدة تصف العلاقة بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد مولات الغاز. تعطي هـــذه الصيغة نتائج أفضل للغازات التي تنطبـــق عليها افتراضات نظرية الحركة الجزيئية، التي تعرف بالغازات المثالية. إن حجوم جسيمات الغازات صغيرة جدًّا، وبينها فراغات كبيرة لدرجة أن قوى التجاذب أو التنافر فيما بينها تصبح أقل ما يمكن.

من القانون العام للغازات إلى قانون الغازات المثالي يربط القانون العام للغازات بين متغيرات الضغط والحجم و درجة الحرارة لمقدار محدّد من الغاز.

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

وتبقى علاقة الضغط والحجم ودرجة الحرارة دائمًا نفسها لعينة محدّدة من الغاز. ويمكن إعادة كتابة العلاقة الممثلة في القانون العام للغازات على النحو الآتي:

$$\frac{PV}{T} = \text{مقدارًا ثابتًا}$$

يوضّح **الشكل 6-7** أن زيادة مقدار الغاز الموجود في العينة يؤدي إلى زيادة الضغط، إذا كانت درجة الحرارة والحجم ثابتين، كما أنّ الحجم يزداد عند إضافة المزيد من جسيمات الغاز. ونحن نعرف أن كلًّا من الحجم والضغط يتناسبان تناسبًا طرديًّا مع عدد المولات (n)، لذا يمكن وضع عدد المولات (n) في معادلة القانون العام للغازات، كما يأتي:

$$\frac{PV}{nT} = \text{ثابتًا}$$

ولقد حددت التجارب التي استخدمت فيها قيم معروفة لكل من n، P،T، V قيمة هذا الثابت، والذي يعرف **بثابت الغاز المثالي**، ويرمز له بالرمز R. فإذا كان الضغط مقيسًـــا بوحدة atm فإن قيمة R هي 0.0821 L.atm /mol.K .

لاحظ أن وحدة R تجمع ببســـاطة وحدات المتغيرات الأربع. ويبين **الجدول 2-7** القيم الرقمية لـ R بوحدات مختلفة للضغط.

ماذا قرأت؟ فسر لماذا أضيف عدد المولات (n) إلى المقام في المعادلة أعلاه؟

عند التعويض عن R في المعادلة أعلاه، وعند إعادة ترتيب المتغيرات تنتج الصيغة الأكثر شيوعًا لقانون الغاز المثالي؛ حيث يصف **قانون الغاز المثالي** السلوك الفيزيائي للغاز المثالي من حيث الضغط والحجم ودرجة الحرارة وعدد مولات الغاز المتوافرة.

قانون الغاز المثالي

$PV = nRT$

- P = الضغط.
- V = الحجم.
- n = عدد المولات.
- R = ثابت الغاز المثالي.
- T = درجة الحرارة بوحدات كلفن.

إن حاصل ضرب الضغط في الحجم مقســـوماً على كمية معينة من الغاز عند درجة حرارة ثابتة يساوي مقداراً ثابتاً

الشكل **6-7** يبقى حجم ودرجة حرارة هـذا الإطار ثابتًـا في أثناء إضافة الهواء، ولكن كلما ازدادت كمية الهواء ازداد الضغط.

المطويات

أدخل معلومات من هذا القسم في مطويتك.

الجدول 2-7 قيم R

قيمة R	وحدات R
0.0821	$\frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$
8.314	$\frac{L \cdot kPa}{mol \cdot K}$
62.4	$\frac{L \cdot mmHg}{mol \cdot K}$

التحول بين وحدات الضغط

1atm =760mmHg=760Torr=
1.01Par=101325Pa=
101.325kPa

فسر: العلاقة PV/T = ثابت تنطبق على كمية ثابتة من الغاز. ولكن وجد أن النسبة PV/T تتناسب طرديًا مع عدد مولات الغاز (n). لذا، تمت إضافة n إلى المقام لجعل المقدار PV/nT ثابتًا لجميع الغازات وهو ما يعرف بثابت الغاز المثالي (R).

26. نستخدم PV = nRT. نحول P إلى kPa. T = PV/nR = (143 kPa × 1.00 L) / (2.49 mol × 8.314 L·kPa/mol·K) = 6.90 K. بالسيليزية: T(°C) = 6.90 - 273 = -266 °C.

مثال 6-7

قانون الغاز المثالي احسب عدد مولات غاز الأمونيا NH_3 الموجودة في وعاء حجمه 3.0 L عند 3.0×10^2 K وضغط (1.5 atm).

1 تحليل المسألة

أعطيت الحجم ودرجة الحرارة والضغط لعينة من الغاز. استخدم قانون الغاز المثالي، واختر قيمة الثابت R بالاعتماد على وحدة الضغط في السؤال. لاحظ أنَّ قِيم الضغط ودرجة الحرارة قريبة من الظروف المعيارية، لكن الحجم أصغر كثيرًا من 22.4 L، فعليك أن تتوقع أنّ الإجابة أقل كثيرًا من مول واحد.

المعطيات

$V = 3.0\ L$

$T = 3.00 \times 10^2\ K$

$P = 1.50\ atm$

$R = 0.0821\ \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}$

المطلوب

$n = ?\ mol$

2 حساب المطلوب

استخدم قانون الغاز المثالي، ثم عوِّض بالقيم المعروفة لإيجاد قيمه (n)

اكتب قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT$$

حل لإيجاد n

$$n = \frac{PV}{RT}$$

عوض $V = 3.0\ L, T = 3.00 \times 10^2\ K, P = 1.50\ atm$

$R = 0.0821\ L \cdot atm/mol \cdot K$

$$n = \frac{(1.50\ atm)(3.0\ L)}{\left(0.0821\ \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}\right)(3.00 \times 10^2\ K)}$$

اضرب الأرقام والوحدات واقسمها

$$n = \frac{(1.50\ \cancel{atm})(3.0\ \cancel{L})}{\left(0.0821\ \frac{\cancel{L \cdot atm}}{mol \cdot \cancel{K}}\right)(3.00 \times 10^2\ \cancel{K})} = 0.18\ mol$$

27. نستخدم PV = nRT. V = nRT/P = (0.323 mol × 0.0821 L·atm/mol·K × 256 K) / 0.90 atm = 7.5 L.

3 تقويم الإجابة

تتفق الإجابة مع توقع أنّ عدد المولات أقل كثيرًا من 1 mol، وحدة الإجابة mol، وتحتوي رقمين معنويين.

مسائل تدريبية

26. ما درجة حرارة 2.49mol من الغاز بوحدات سيلزيوس(°C)، والموجود في إناء سعته 1.00 L، وتحت ضغط مقداره 143 KPa ؟

27. احسب حجم 0.323 mol من غاز ما عند درجة حرارة 256 K وضغط جوي مقداره 0.90 atm؟

28. ما مقدار ضغط 0.108 mol، بوحدة الضغط الجوي (atm)ـ لعينة من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 20.0°C، إذا كان حجمها 0.050 L؟

29. إذا كان ضغط غاز حجمه 0.044 L يساوي 3.81 atm عند درجة حرارة 25.0°C، فما عدد مولات الغاز؟

30. تحفيز غاز مثالي حجمه 3.0 L، فإذا تضاعف عدد مولاته ودرجة حرارته وبقي الضغط ثابتًا، فما حجمه الجديد؟

28. نحول T إلى كلفن: T = 20.0 + 273 = 293 K. نستخدم PV = nRT. P = nRT/V = (0.108 mol × 0.0821 L·atm/mol·K × 293 K) / 0.050 L = 52 atm.

29. نحول T إلى كلفن: T = 25.0 + 273 = 298 K. نستخدم PV = nRT. n = PV/RT = (3.81 atm × 0.0441 L) / (0.0821 L·atm/mol·K × 298 K) = 0.00687 mol.

30. وفقًا لقانون الغاز المثالي، الحجم يتناسب طرديًا مع عدد المولات ودرجة الحرارة المطلقة. إذا تضاعف كلاهما، فإن الحجم سيزداد أربع مرات. الحجم الجديد = 3.0 L × 2 × 2 = 12 L.

قانون الغاز المثالي - الكتلة المولية والكثافة
The Ideal Gas Law – Molar Mass and Density

يمكن أن يستخدم قانون الغاز المثالي في إيجاد أي قيمة من قيم المتغيرات الأربعة n،T،V،P، إذا كانت القيم الثلاث الأخرى معروفة. كما يمكن إعادة ترتيب المعادلة PV=nRT لحساب الكتلة المولية والكثافة لعينة من الغاز.

الكتلة المولية وقانون الغاز المثالي لإيجاد الكتلة المولية لعينة غاز يجب أن يكون كلًّا من الكتلة ودرجة الحرارة والضغط وحجم الغاز معروفًا. تذكر ما تعلمته سابقًا، حيث إن عدد مولات الغاز(n) تساوي الكتلة (m) بوحدة الجرام مقسومة على الكتلة المولية (M). لذلك يمكن التعويض عن n بمقدار m /M .

$$PV = nRT \quad \xrightarrow{\text{بالتعويض } n = \frac{m}{M}} \quad PV = \frac{mRT}{M}$$

ويمكنك إعادة ترتيب المعادلة لتصبح على النحو الآتي:

$$\mathbf{M = \frac{mRT}{PV}}$$

الكثافة وقانون الغاز المثالي تذكر أن كثافة أي مادة (D) تساوي كتلتها (m) في وحدة الحجوم (V)، وبعد إعادة ترتيب معادلة الغاز المثالي لإيجاد الكتلة المولية يمكن التعويض عن (m /V) بالقيمة D.

$$M = \frac{mRT}{PV} \quad \xrightarrow{\text{بالتعويض } D = \frac{m}{V}} \quad M = \frac{DRT}{P}$$

يمكنك إعادة ترتيب المعادلة لإيجاد الكثافة لتصبح على النحو التالي:

$$\mathbf{D = \frac{MP}{RT}}$$

لماذا تحتاج إلى معرفة كثافة الغاز؟ فكر في طرائق إطفاء الحريق. تعتمد إحدى طرائق إطفاء الحريق على منع غاز الأكسجين من الوصول للمادة المحترقة من خلال تغطية الحريق بغاز آخر لا يحترق ولا يساعد على الاحتراق، كما هو موضح في **الشكل 7-7**. لذا يجب أن تكون كثافة هذا الغاز أكبر من كثافة الأكسجين ليحل محله.

المفردات

أصل الكلمة

المول **Mole**

جاءت من الكلمة الألمانية Mol، وهي اختصار Molekulargewicht، وتعني الوزن الجزيئي.

الشكل **7-7** لإطفاء الحريق تحتاج إلى إبعاد الوقود أو الأكسجين أو الحرارة عن مصدر الحريق. تحتوي طفاية الحريق على ثاني أكسيد الكربون الذي يحل محل الأكسجين، لكنه لا يشتعل، وله تأثير مبرّد نتيجة تمدده السريع بمجرد إطلاقه.

اشرح لماذا يحل ثاني أكسيد الكربون محل الأكسجين؟

اشرح: غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) أكثف من الهواء (الذي يتكون معظمه من أكسجين ونيتروجين). عندما يتم إطلاقه، فإنه يهبط ويغطي منطقة الحريق، فيزيح الأكسجين اللازم للاشتعال ويمنعه من الوصول إلى الوقود، مما يؤدي إلى إطفاء الحريق.

1. أهم الاحتياطات: ارتداء نظارات السلامة ومعطف المختبر، التعامل الحذر مع الأدوات الزجاجية، وتوفير تهوية جيدة لأن غاز CO_2 يمكن أن يسبب الاختناق.

تجربة

إعداد نموذج لطفاية حريق

لماذا يستخدم غاز ثاني أكسيد الكربون لإطفاء الحريق؟

الخطوات

1. اقرأ تعليمات السلامة في المختبر.
2. قس درجة الحرارة باستخدام مقياس الحرارة، والضغط الجوي باستخدام البارومتر، ثم سجل البيانات التي حصلت عليها.
3. لفّ قطعة من ورق الألومنيوم أبعادها $23\,cm \times 30\,cm$ على أسطوانة ارتفاعها $30\,cm$ ونصف قطرها $6\,cm$ تقريباً ثم ألصق أطراف ورق الألومنيوم.
4. استخدم أعواد الثقاب لإشعال الشمعة.

تحذير: اسكب الماء فوق أعواد الثقاب قبل رميها، وابتعد عن مصادر اللهب.

5. ضع $30\,g$ من صودا الخبز $NaHCO_3$ في كأس كبيرة، وأضف إليها $40\,mL$ من الخل CH_3COOH تركيزه (5%).
6. ضع الأسطوانة الملفوفة بورق الألومنيوم بسرعة فوق لهب الشمعة بزاوية مقدارها (45°).

تحذير: لا تجعل نهاية طرف الأسطوانة يلامس الشمعة المشتعلة.

7. وبينما يستمر التفاعل في الكأس في إنتاج غاز ثاني أكسيد الكربون، مرر الغاز بحذر شديد، وليس السائل في الأسطوانة. سجل ملاحظاتك.

التحليل

1. **طبق** احسب الحجم المولاري لغاز ثاني أكسيد الكربون CO_2 عند درجة حرارة الغرفة والضغط الجوي العادي.
2. **احسب** كثافة كل من ثاني أكسيد الكربون والأكسجين والنيتروجين بوحدة g/L عند درجة حرارة الغرفة. تذكر أن عليك حساب الكتلة المولية لكل غاز حتى تتمكن من حساب كثافة كل غاز.
3. **فسر** هل تدعم ملاحظاتك وحساباتك استخدام ثاني أكسيد الكربون في مكافحة الحرائق؟ ولماذا؟

7. ملاحظاتي: عند سكب الغاز الناتج من التفاعل فوق الشمعة، تنطفئ الشمعة. هذا يدل على أن الغاز (ثاني أكسيد الكربون) أثقل من الهواء، وأنه يحل محل الأكسجين اللازم لعملية الاحتراق.

2. بافتراض درجة حرارة الغرفة $25\,°C$ (298 K) وضغط 1 atm، وباستخدام $d = MP/RT$: $d(CO_2) = (44.01 \times 1)/(0.0821 \times 298) = 1.80\,g/L$. $d(N_2) = (28.02 \times 1)/(0.0821 \times 298) = 1.15\,g/L$. $d(O_2) = (32.00 \times 1)/(0.0821 \times 298) = 1.31\,g/L$.

الغاز الحقيقي مقابل الغاز المثالي Real Gas Versus Ideal Gas

ماذا يعني مصطلح الغاز المثالي؟ تتبع الغازات المثالية فرضيات نظرية الحركة الجزيئية التي درستها سابقًا. فحجم جسيمات الغاز المثالي يكاد يكون معدومًا، كما أن هذه الجسيمات لا تشغل حيزًا، ولا توجد قوى تجاذب بينها، ولا تتجاذب مع جدران الوعاء الموجودة فيه، ولا تتنافر معه. وتتحرك هذه الجسيمات حركة عشوائية دائمة في خطوط مستقيمة حتى يصطدم بعضها ببعض أو بجدار الوعاء الذي يحتويها، وهذه التصادمات مرنة، مما يعني أن الطاقة الحركية للنظام لا تتغير. ويتبع الغاز المثالي قوانين الغاز تحت كل الظروف من الضغط ودرجة الحرارة.

ولكن في الحقيقة ليس هناك غاز مثالي؛ فجسيمات الغاز لها حجم وإن كان صغيرًا، وتوجد بينها قوى تجاذب، كما أن التصادمات فيما بينها وبين الوعاء ليست تصادمات مرنة تمامًا. وعلى الرغم من ذلك تسلك معظم الغازات سلوك الغاز المثالي في نطاقات واسعة من الضغط ودرجة الحرارة. كما أن الحسابات التي تجري باستخدام قانون الغاز المثالي تقارب القياسات التجريبية .

ماذا قرأت؟ **فسر** العلاقة بين نظرية الحركة الجزيئية والغاز المثالي.

فسر: الغاز المثالي هو نموذج نظري يصف سلوك الغازات بناءً على فروض نظرية الحركة الجزيئية، وهي: حجم جسيمات الغاز مهمل، لا توجد قوى تجاذب أو تنافر بينها، حركتها عشوائية ومستمرة، وتصادماتها مرنة تمامًا.

3. نعم، تدعم الملاحظات والحسابات استخدام CO_2 لإطفاء الحرائق. الحسابات تظهر أن كثافة CO_2 أعلى من كثافة O_2 و N_2 (مكونات الهواء الرئيسية). الملاحظات التجريبية (انطفاء الشمعة) تؤكد أنه يزيح الهواء المحيط باللهب.

استراتيجية حل المسائل

اشتقاق قوانين الغازات إذا أتقنت الاستراتيجيات الآتية، فإن عليك تذكر قانون الغاز المثالي فقط. خذ مثالاً، الكمية الثابتة من الغاز الموجودة تحت ضغط ثابت. استخدم قانون شارل لحل المسائل التي تتضمن الحجم ودرجة الحرارة.

1. استخدم قانون الغاز المثالي لكتابة معادلتين تصفان عينة الغاز عند درجة حرارة وحجم مختلفين (الكميات التي لا تتغير تظهر باللون الأحمر).
2. اعزل الحجم ودرجة الحرارة، وهما القيمتان اللتان تتغيران في الجهة نفسها من المعادلة.
3. ولأن كلًّا من P،R،n ثابت تحت هذه الظروف، فإنه يمكنك جعل كل من الحجم ودرجة الحرارة متساويين لاشتقاق قانون شارل.

$$PV_1 = nRT_1 \qquad PV_2 = nRT_2$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{nR}{P} \qquad \frac{V_2}{T_2} = \frac{nR}{P}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

تطبيق الاستراتيجية

اشتق قانون بويل وجاي- لوساك والقانون العام للغازات استنادًا إلى القاعدة أعلاه.

أقصى ضغط ودرجة حرارة متى يكون قانون الغاز المثالي غير مناسب للاستخدام مع الغاز الحقيقي؟ تحيد معظم الغازات الحقيقية في سلوكها عن الغاز المثالي عند الضغط العالي ودرجات الحرارة المنخفضة. ويسلك غاز النيتروجين في الخزان الظاهر في **الشكل 8-7** سلوك الغاز الحقيقي. وعند انخفاض درجات حرارة غاز النيتروجين تنخفض طاقة جسيماته الحركية. وهذا يعني أن قوى التجاذب بين هذه الجسيمات قوية، مما يجعلها تؤثر في سلوكها. وعندما تنخفض درجة الحرارة بقدر كاف يتكاثف الغاز الحقيقي مكوّنًا سائلاً. ويسلك غاز البروبان في الخزان الظاهر في **الشكل 8-7** أيضًا سلوكَ الغاز الحقيقي. وتعمل زيادة الضغط على الغاز على إجبار جسيماته على الاقتراب بعضها من بعض، حتى يصبح من غير الممكن إهمال الحجم الذي تشغله الجسيمات. وتتحول الغازات الحقيقية ـ ومنها البروبان ـ إلى سائل إذا تعرضت لضغط كافٍ.

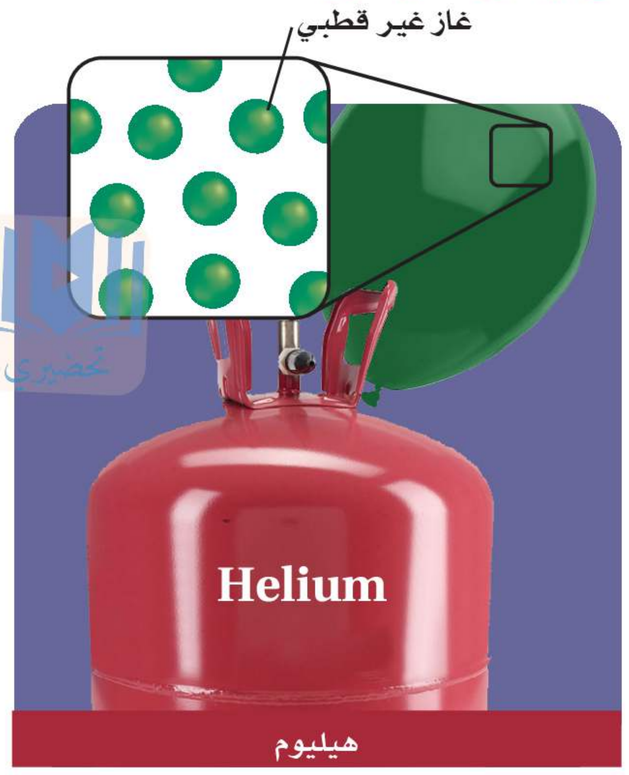
يمكن تخزين كمية من البروبان السائل أكبر 270 مرة منها في الحالة الغازية في الحجم نفسه. وتستخدم أسطوانات صغيرة من البروبان السائل وقودًا للطهي في المنازل.

يتحول غاز النيتروجين إلى سائل عند درجة حرارة (196°C-) ويستطيع العلماء حفظ العينات البيولوجية. ومنها أنسجة الجسم. عند هذه الدرجة لإجراء البحوث والإجراءات الطبية الأخرى.

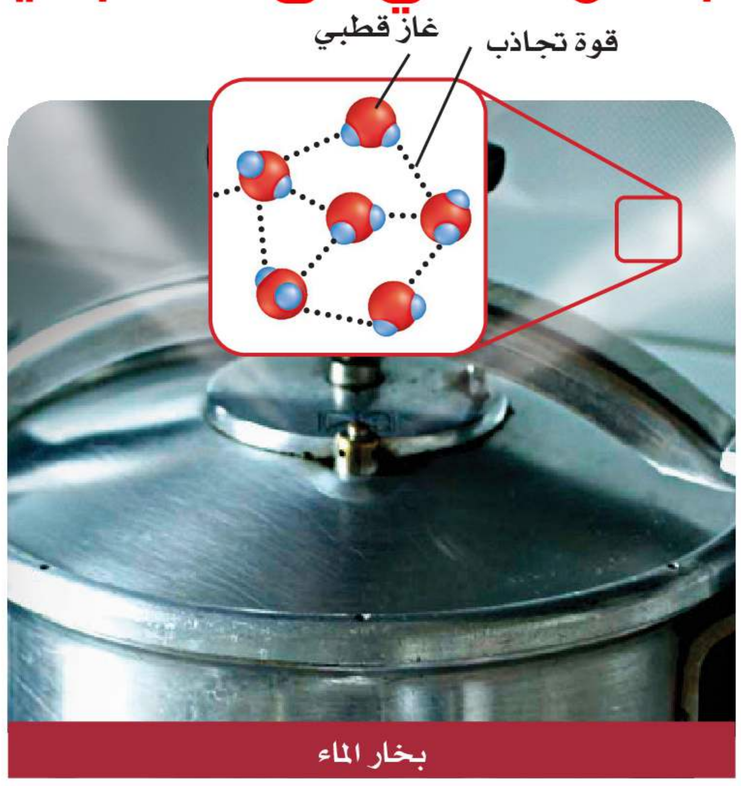
الشكل **8-7** لا يتبع الغاز الحقيقي قانون الغاز المثالي عند قيم الضغط ودرجات الحرارة كلها.

اقترح خطة: يمكن اشتقاق القوانين من قانون الغاز المثالي PV=nRT.
- قانون بويل: عند ثبات n و T، يصبح PV = ثابت، أي $P_1V_1 = P_2V_2$.
- قانون جاي-لوساك: عند ثبات n و V، تصبح P/T = nR/V = ثابت، أي $P_1/T_1 = P_2/T_2$.
- القانون العام للغازات: عند ثبات n فقط، تصبح PV/T = nR = ثابت، أي $P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$.

31. لأن المسافات بين جسيمات الغاز كبيرة جدًا مقارنة بحجم الجسيمات نفسها. لذلك، يصبح حجم الجسيمات (سواء كانت صغيرة أو كبيرة) مهملًا بالنسبة للحجم الكلي الذي يشغله الغاز، مما يجعل الحجم يعتمد بشكل أساسي على عدد الجسيمات وليس حجمها.



هيليوم



بخار الماء

الشكل 9–7 التجاذب بين جسيمات الغاز غير القطبي ضعيف بينما يكون التجاذب بين جسيمات الغازات القطبية مثل بخار الماء قويًّا.

33. يصف قانون الغاز المثالي سلوك الغاز الحقيقي بشكل جيد عند الضغوط المنخفضة ودرجات الحرارة المرتفعة. في هذه الظروف، تكون جسيمات الغاز الحقيقي متباعدة وتتحرك بسرعة، مما يجعل حجمها وقوى التجاذب بينها مهملة، وهو ما يتوافق مع فروض نظرية الحركة الجزيئية للغاز المثالي.

القطبية وحجم الجسيمات تؤثر طبيعة الجسيمات التي يتكوّن منها الغاز في سلوكه بطريقة مثالية. فمثلًا يوجد بين جسيمات الغاز القطبية كما في بخار الماء قوى تجاذب أكبر من القوى التي تكون بين جسيمات الغازات غير القطبية كالهيليوم. فتنجذب الأطراف المختلفة للجسيمات القطبية بعضها نحو بعض بقوى تجاذب كهروستاتيكية، كما في **الشكل 9–7**، لذا، لا تسلك الغازات القطبية سلوك الغاز المثالي. وتشغل جسيمات الغازات غير القطبية الكبيرة الحجم كالبيوتان C_4H_{10} حيزًا أكبر من الحيز الذي يشغله عدد مماثل من جسيمات غاز صغيرة الحجم كالهيليوم He. ولهذا السبب تميل جسيمات الغاز الكبيرة إلى الابتعاد عن السلوك المثالي أكثر من جسيمات الغاز الصغيرة.

34. يختلف سلوك الغاز الحقيقي عن المثالي في الظروف القاسية من الضغط العالي ودرجات الحرارة المنخفضة، حيث تصبح قوى التجاذب وحجم الجسيمات مؤثرة.

35. الضغط (P): ضغط جوي (atm)، كيلوباسكال (kPa). الحجم (V): لتر (L). درجة الحرارة (T): كلفن (K). كمية المادة (n): مول (mol).

التقويم 7-2

الخلاصة

- ينص مبدأ أفوجادرو على أن الحجوم المتساوية من الغازات عند نفس الضغط ودرجة الحرارة تحتوي على العدد نفسه من الجسيمات.
- يربط قانون الغاز المثالي كمية الغاز مع ضغطه ودرجة حرارته وحجمه.
- يمكن استخدام قانون الغاز المثالي لإيجاد الكتلة المولية للغاز إذا كانت كتلة الغاز معروفة، ويمكن أيضًا استخدامه لإيجاد كثافة الغاز إذا كانت الكتلة المولية معروفة.
- تسلك الغازات الحقيقية عند الضغط العالي ودرجات الحرارة المنخفضة سلوكًا مغايرًا لسلوك الغاز المثالي.

31. **الفكرة الرئيسة** **فسر** لماذا ينطبق مبدأ أفوجادرو على الغازات التي تتكون من جزيئات صغيرة والتي تتكون من جزيئات كبيرة؟

32. **اكتب** معادلة قانون الغاز المثالي. PV = nRT

33. **حلّل** كيف ينطبق قانون الغاز المثالي على الغاز الحقيقي مستخدمًا نظرية الحركة الجزيئية؟

34. **توقع** الظروف التي يحتمل أن يختلف عندها سلوك الغاز الحقيقي عن سلوك الغاز المثالي؟

35. **ضع** في قائمة، الوحدات الأكثر شيوعًا للمتغيرات في قانون الغاز المثالي.

36. **احسب** كتلة غاز البروبان C_3H_8 الموجود في دورق حجمه 2.0 L عند ضغط جوي مقداره 1.00 atm ودرجة حرارة 15.0°C-.

37. **ارسم رسمًا بيانيًّا واستخدمه** ينخفض ضغط إطارات السيارات بمقدار 1psi (14.7psi=1.0 atm) عند انخفاض درجة الحرارة بمقدار 6°C ، ارسم رسمًا بيانيًّا يوضح التغير في الضغط داخل الإطار، عندما تتغير درجات الحرارة من 20°C إلى 20°C- (افترض أن الضغط يساوي 30 Psi عند درجة حرارة 20.0°C).

36. T = 15.0 + 273 = 288 K. n = PV/RT = (1.00 atm × 2.0 L) / (0.0821 L·atm/mol·K × 288 K) = 0.0846 mol. الكتلة المولية لـ C_3H_8 = 44.11 g/mol. الكتلة = 0.0846 × 44.11 g/mol = 3.73 g.

37. باستخدام قانون جاي-لوساك $P_1/T_1 = P_2/T_2$. $T_1 = 20°C = 293 K$. $T_2 = -20°C = 253 K$. $P_2 = P_1 \times (T_2/T_1) = 30 psi \times (253 K / 293 K) = 25.9 psi$. سينخفض الضغط إلى 25.9 psi تقريبًا.

رابط الدرس الرقمي

www.ien.edu.sa

7–3

الأهداف

- **تحدد** النسب الحجمية للغازات المتفاعلة والناتجة مستخدمًا المعاملات الموجودة في المعادلة الكيميائية.
- **تطبق** قوانين الغازات لحساب كميات الغازات المتفاعلة والناتجة في التفاعل الكيميائي.

مراجعة المفردات

المعاملات: الرقم الذي يكتب عن يسار المواد المتفاعلة أو الناتجة في المعادلة الكيميائية والذي يخبرنا عن أقل عدد من جسيمات المادة المتضمنة في التفاعل.

الحسابات المتعلقة بالغازات
Gas Stoichiometry

الفكرة الرئيسة عندما تتفاعل الغازات فإن المعاملات في المعادلات الكيميائية الموزونة التي تمثل هذه التفاعلات تشير إلى عدد المولات والحجوم النسبية للغازات.

الربط مع الحياة لكي تقوم بصناعة الكيك من المهم أن تضيف المقادير بنسب صحيحة. وبطريقة مشابهة فإن نسبًا صحيحة من المتفاعلات تلزم في التفاعل الكيميائي للحصول على النتائج المطلوبة.

الحسابات الكيميائية للتفاعلات المتضمنة للغازات
Stoichiometry of Reactions Involving Gases

تطبق قوانين الغازات في حساب المتفاعلات أو النواتج الغازية في التفاعلات الكيميائية. تذكر أن المعاملات في التفاعلات الكيميائية تمثل عدد مولات المواد المشاركة في التفاعل. على سبيل المثال يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الأكسجين لإنتاج بخار الماء.

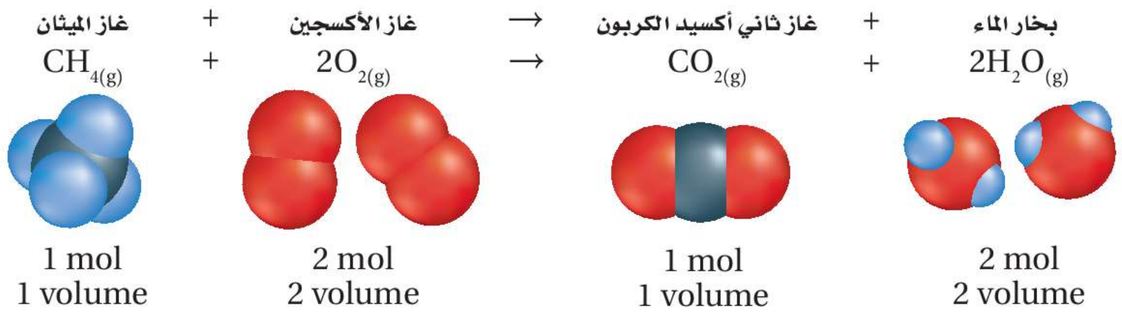
$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$$

تخبرك المعادلة الكيميائية الموزونة بالنسب المولية للمواد في التفاعل؛ فمثلاً تبين معادلة التفاعل أعلاه أنّ 2 mol من غاز الهيدروجين تتفاعل مع 1 mol من غاز الأكسجين وينتج 2 mol من بخار الماء.

كما ينص مبدأ أفوجادرو على أنّ الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عند نفس درجة الحرارة والضغط لها عدد الجسيمات نفسه، وهكذا فإن معاملات المواد الغازية في المعادلة الكيميائية الموزونة لاتمثل عدد المولات فقط، وإنما تمثل الحجوم النسبية أيضًا. لهذا فإن 2 L من غاز الهيدروجين ستتفاعل مع 1 L من غاز الأكسجين لإنتاج 2 L من بخار الماء.

الحسابات الكيميائية: حساب الحجم
Stoichiometry and Volume–Volume Problems

لإيجاد حجم غاز متفاعل أو ناتج في التفاعل الكيميائي يجب عليك معرفة المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل وحجم غاز آخر مشارك في التفاعل على الأقل. افحص التفاعل في **الشكل 10-7** مثلاً، والذي يوضح احتراق غاز الميثان، وهذا التفاعل مألوف لك؛ إذ يحدث كلما أشعلت موقد بنزن.



الشكل 10-7 توضح المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة العلاقة بين أعداد مولات المواد المتفاعلة والناتجة والعلاقة بين حجوم أي من الغازات المتفاعلة أو الناتجة. بناءً على هذه المعاملات، يمكن استخدام النسبة الحجمية لأي زوج من الغازات المتفاعلة.

38. بناءً على المعادلة الموزونة $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$، فإن النسبة الحجمية بين البروبان والأكسجين هي 1:5. لذلك، حجم البروبان = (34.0 L O_2) × (1 حجم C_3H_8 / 5 حجم O_2) = 6.80 لتر C_3H_8.

ولأنّ المعاملات تمثل النسب الحجمية للغازات المشاركة في التفاعل فإنه يمكنك أن تحدد أنه يلزم 2 L من غاز الأكسجين لتتفاعل تمامًا مع 1 L من غاز الميثان. كما أنّ الاحتراق الكامل لـ 1 L من الميثان سوف ينتج 1 L من ثاني أكسيد الكربون و 2 L من بخار الماء.

لاحظ أنه لم يتم تحديد أي من الظروف مثل الضغط ودرجة الحرارة. فلا حاجه إليها في الحسابات الكيميائية؛ وذلك لأنه بعد الخلط سيكون كلا الغازين في نفس درجة الحرارة والضغط. ويمكن أن تتغير درجة الحرارة في أثناء التفاعل، لكن التغير في درجة الحرارة يؤثر في كل الغازات الموجودة في التفاعل بنفس الطريقة. لذا فإنك لا تحتاج لأخذ حالتي الضغط ودرجة الحرارة بعين الاعتبار.

39. المعادلة الموزونة هي $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g)$. النسبة الحجمية بين الهيدروجين والأكسجين هي 2:1. حجم الهيدروجين = (5.00 L O_2) × (2 حجم H_2 / 1 حجم O_2) = 10.0 لتر H_2.

مثال 7-7

مسائل حساب الحجم ما حجم غاز الأكسجين اللازم لإحراق 4.0 L من غاز البروبان C_3H_8 حرقًا كاملاً. افترض أن الضغط ودرجة الحرارة ثابتان.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت حجم الغاز المتفاعل في المعادلة الكيميائية. تذكر أن المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة تزودك بالنسب الحجمية للغازات المتفاعلة والناتجة.

المعطيات

$V_{C_3H_8} = 4.00\ L$

المطلوب

$V_{O_2} = ?\ L$

40. المعادلة الموزونة هي $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$. النسبة الحجمية بين الميثان والأكسجين هي 1:2. حجم الأكسجين = (2.36 L CH_4) × (2 حجم O_2 / 1 حجم CH_4) = 4.72 لتر O_2.

2 حساب المطلوب

استخدم المعادلة الموزونة لاحتراق C_3H_8، ثم جد النسبة الحجمية لكل من C_3H_8 و O_2، ثم جد حجم غاز O_2

اكتب المعادلة الموزونة

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

جد النسبة الحجمية لـ C_3H_8، O_2

$$\frac{5\ \text{volume}\ O_2}{1\ \text{volume}\ C_3H_8}$$

اضرب حجم C_3H_8 المعروف بالنسبة الحجمية لإيجاد حجم O_2

$$V_{O_2} = (4.00\ L\ C_3H_8) \times \frac{5\ \text{volume}\ O_2}{1\ \text{volume}\ C_3H_8}$$

$$= 20.0\ L\ O_2$$

3 تقويم الإجابة

توضح المعاملات في معادلة تفاعل الاحتراق أنّ حجم غاز O_2 المستخدم في التفاعل أكبر كثيرًا من حجم C_3H_8، وهذا يتوافق مع الإجابة التي تم حسابها. وحدة الإجابة هي (L)، وهو وحدة حجم، وهناك ثلاثة أرقام معنوية.

مسائل تدريبية

38. كم لترًا من غاز البروبان C_3H_8 يلزم لكي تحترق حرقًا كاملاً مع 34.0 L من غاز الأكسجين؟

39. ما حجم غاز الهيدروجين اللازم للتفاعل تمامًا مع 5.00 L من غاز الأكسجين لإنتاج الماء؟

40. ما حجم غاز الأكسجين اللازم لاحتراق 2.36 L من غاز الميثان CH_4 حرقًا كاملاً؟

41. تحفيز يتفاعل غازا النيتروجين والأكسجين لإنتاج غاز أكسيد ثاني النيتروجين N_2O. ما حجم غاز O_2 اللازم لانتاج 34 L من غاز N_2O؟

الكيمياء في واقع الحياة

استخدام الحسابات الكيميائية

الأفران تلزم نسب صحيحة من الغازات في كثير من التفاعلات الكيميائية. ورغم أن كثيرًا من أفران صناعة الفخار يتم تغذيتها بغاز الميثان فإن مزيجًا محددًا من البروبان والهواء يمكن أن يستخدم وقودًا في هذه الأفران إن لم يتوافر الميثان.

41. المعادلة الموزونة هي $2N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2N_2O(g)$. النسبة الحجمية بين الأكسجين وأكسيد ثنائي النيتروجين هي 1:2. حجم الأكسجين = (34 L N_2O) × (1 حجم O_2 / 2 حجم N_2O) = 17 لتر O_2.

الشكل **11–7** تعد الأمونيا مادة أساسية لإنتاج الأسمدة الغنية بالنيتروجين. ويؤدي وجود النيتروجين في التربة بمستوى ملائم إلى تحسين المحصول الزراعي.

الحسابات الكيميائية : حسابات الحجم – الكتلة
Stoichiometry and Volume – Mass Problems

الربط مع علم الأحياء يمكنك تطبيق مـا تعلمته عن الحسـابات الكيميائية على إنتاج الأمونيا NH_3 من غاز النيتروجين N_2. فمصانع الأسمدة تستخدم الأمونيا لصناعة الأسمدة الغنية بالنيتروجين؛ فالنيتروجين عنصر مهم لنمو النباتات. ويعد تثبيت النباتات لنيتروجين الجو في التربة، وتحليل المواد العضوية، ومخلفات الحيوانات، من المصادر الطبيعية للنيتروجين في التربة. هـذه المصادر لا توفر ما يكفي من النيتروجين لسـد حاجـة المزروعات. يوضح **الشكل 11–7** مزارعًا يسمد الأرض بسماد غني بالنيتروجين، وهذا يجعل المزارع قادرًا – بإذن الله – على إنتاج كميات أكثر من المحصول.

يوضح المثال 8–7 كيف يمكن اسـتخدام غاز النيتروجين في إنتاج مقدار محدود من الأمونيا. تذكر عند حل هذا المثال أن المعادلة الكيميائية الموزونة تبين أعداد المولات والحجوم النسـبية للغازات فقط، وليس كتلها. لـذا يجب أن يتم تحويل كل الكتل المعطاة إلى مولات أو حجوم قبل استخدامها جزءًا من النسبة. تذكر أيضًا أن وحدة درجة الحرارة يجب أن تكون بالكلفن.

المفردات

المفردات الأكاديمية

النسبة
العلاقة الكمية بين شيئين.
النسبة بين الهيدروجين والأكسجين في جزيء الماء هي 2:1

مثال 8-7

حسابات الحجم- الكتلة تحضّر الأمونيا من غاز الهيدروجين وغاز النيتروجين وفق المعادلة :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

إذا تفاعـل 5.00 L من غاز النيتروجين تمامًا مع غاز الهيدروجين عند ضغـط جوي 3.00 atm ودرجة حرارة 298 K، فما كمية الأمونيا (g) التي تنتج عن التفاعل؟

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت الحجم والضغط، ودرجة الحرارة لعينة من الغاز، كما أن النسبة الحجمية والمولية للغازات المتفاعلة والناتجة معطاة مـن خلال معاملاتها في المعادلة الكيميائية الموزونة. يمكن تحويل الحجم إلى مولات باسـتخدام قانون الغاز المثالي، ومن ثم حساب الكتلة باستخدام الكتلة المولية.

المعطيات

$V_{N_2} = 5.00\ L$

$P = 3.00\ atm$

$T = 298\ K$

المطلوب

$m_{NH_3} = ?\ g$

42. أولاً، نحسب عدد مولات N_2O عند الظروف المعيارية (STP): عدد المولات = 0.100 لتر / 22.4 لتر/مول = 0.00446 مول. من المعادلة، النسبة المولية بين NH_4NO_3 و N_2O هي 1:1، إذاً عدد مولات NH_4NO_3 هو 0.00446 مول. الكتلة المولية لـ NH_4NO_3 هي 80.05 جم/مول. الكتلة = 0.00446 مول × 80.05 جم/مول = 0.357 جم.

2 حساب المطلوب

حدد عدد لترات غاز الأمونيا التي يمكن أن تنتج عن 5.00 L من غاز النيتروجين.

جد النسبة الحجمية لـ N_2 و NH_3 مستخدمًا المعادلة الموزونة

$$\frac{1 \text{ vol } N_2}{2 \text{ vol } NH_3}$$

قم بضرب الحجم المعروف من N_2 في النسبة الحجمية لإيجاد حجم NH_3

$$5.00 \text{ L } N_2 \left(\frac{2 \text{ vol } NH_3}{1 \text{ vol } N_2}\right) = 10.0 \text{ L } NH_3$$

43. المعادلة الموزونة: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$. نحسب عدد مولات $CaCO_3$: (2.38 كجم × 1000 جم/كجم) / 100.09 جم/مول = 23.8 مول. النسبة المولية بين $CaCO_3$ و CO_2 هي 1:1، إذاً عدد مولات CO_2 هو 23.8 مول. حجم CO_2 عند STP = 23.8 مول × 22.4 لتر/مول = 533 لتر.

استخدم قانون الغاز المثالي لإيجاد قيمة n. ومن ثم احسب عدد مولات NH_3

اكتب نص قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT$$

جد قيمة n

$$n = \frac{PV}{RT}$$

عوض V = 5.00L، P= 3.0 atm، T= 298 K

$$n = \frac{(3.00 \text{ atm})(10.0 \text{ L})}{\left(0.0821 \frac{\text{L·atm}}{\text{mol·K}}\right)(298 \text{ K})}$$

اضرب واقسم الأرقام والوحدات

$$n = \frac{(3.00 \text{ atm})(10.0 \text{ L})}{\left(0.0821 \frac{\text{L·atm}}{\text{mol·K}}\right)(298 \text{ K})} = 1.23 \text{ mol } NH_3$$

جد الكتلة المولية لـ NH_3

$$M = \left(\frac{1 \text{ N atom} \times 14.01 \text{ amu}}{1 \text{ N atom}}\right) + \left(\frac{3 \text{ H atoms} \times 1.01 \text{ amu}}{1 \text{ H atom}}\right)$$

$$= 17.04 \text{ amu}$$

عبر عن الكتلة المولية بوحدة g/mol

$$M = 17.04 \text{ g/mol}$$

حول مولات الأمونيا إلى جرامات الأمونيا

استخدم الكتلة المولية معاملًا للتحويل

$$1.23 \text{ mol } NH_3 \times \frac{17.04 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = 21.0 \text{ g } NH_3$$

3 تقويم الإجابة

لتفحص إجابتك، احسب حجم النيتروجين المتفاعل عند (STP)، ثم الحجم المولي والنسبة المولية بين NH_3، N_2؛ لتحديد عدد مولات NH_3 الناتجة. وحدة الإجابة هي الجرام، وهي وحدة قياس الكتلة، وهناك ثلاثة أرقام معنوية.

مسائل تدريبية

42. نترات الأمونيوم مكون شائع في الأسمدة الكيميائية. استخدم التفاعل التالي لحساب كتلة نترات الأمونيوم الصلبة التي يجب أن تستخدم للحصول على 0.100 L من غاز أكسيد ثنائي النيتروجين عند الظروف المعيارية (STP).

$$NH_4NO_{3(s)} \rightarrow N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

43. عند تسخين كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ تتحلل لتكون أكسيد الكالسيوم CaO الصلب وغاز ثاني أكسيد الكربون CO_2. ما عدد لترات ثاني أكسيد الكربون التي تتكون عند STP إذا تحلل 2.38 Kg من كربونات الكالسيوم تمامًا؟

44. عندما يصدأ الحديد يكون قد تفاعل مع الأكسجين ليكون أكسيد الحديد(III)

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$$

احسب حجم غاز الأكسجين عند STP اللازم ليتفاعل مع 52.0 g من الحديد تمامًا.

44. نحسب عدد مولات الحديد (Fe): 52.0 جم / 55.85 جم/مول = 0.931 مول. من المعادلة، النسبة المولية بين Fe و O_2 هي 4:3. عدد مولات O_2 = 0.931 مول Fe × (3 مول O_2 / 4 مول Fe) = 0.698 مول O_2. حجم O_2 عند STP = 0.698 مول × 22.4 لتر/مول = 15.6 لتر.

45. تحفيز أضيفت كمية فائضة من حمض الأسيتيك إلى 28g من كربونات الصوديوم الهيدروجينية عند درجة حرارة 25 °C، وضغط 1atm وفي أثناء التفاعل برد الغاز بحيث أصبحت درجة حرارته (20 °C). ما حجم غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج؟

$$NaHCO_{3(aq)} + CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow NaCH_3COO_{(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

45. نحسب عدد مولات $NaHCO_3$: 28 جم / 84.01 جم/مول = 0.333 مول. النسبة المولية بين $NaHCO_3$ و CO_2 هي 1:1، إذاً عدد مولات CO_2 هو 0.333 مول. نستخدم قانون الغاز المثالي (PV=nRT) لحساب الحجم النهائي. T = -20 + 273.15 = 253.15 كلفن. V = (nRT)/P = (0.333 مول × 0.0821 لتر.atm/مول.كلفن × 253.15 كلفن) / 1.0 atm = 6.9 لتر.

46. بناءً على النسبة الحجمية في المعادلة ($2F_2 : 2H_2O : 1O_2 : 4HF$)، فإن 2 لتر من الفلور تحتاج إلى 2 لتر من بخار الماء. وينتج عن التفاعل 1 لتر من الأكسجين و4 لتر من فلوريد الهيدروجين.

الشكل **12–7** لصناعة منتج ما بفاعلية كهذه المنتجات البلاستيكية، من الضروري إجابة الأسئلة الآتية: ما مقدار المتفاعلات التي يجب شراؤها؟ ما مقدار النواتج؟

تعتمد العمليات الصناعية على الحسابات الكيميائية التي درستها في الأمثلة السابقة؛ فغاز الإيثين C_2H_4 مثلًا، والذي يدعى أيضًا الإثيلين، هو المادة الخام لصناعة مبلمر البولي إيثيلين. ينتج البولي إثيلين عندما تتحد مجموعة كبيرة من الوحدات الأساسية (جزيئات الإيثين $-CH_2-CH_2-$) في صورة نمط متكرر في سلاسل. وتستخدم هذه المبلمرات في صناعة الكثير من مستلزمات الحياة اليومية، كما يبين **الشكل 12–7**. والمعادلة التالية توضح الصيغة العامة لتفاعل البلمرة، حيث تمثل n عدد الوحدات المتكررة.

$$n(C_2H_4)_{(g)} \rightarrow —(CH_2-CH_2)_{n(s)}—$$

لو كنت مهندسًا في مصنع لصناعة البولي إثيلين فإنك ستحتاج لمعرفة بعض خصائص غاز الإثيلين، ومعرفة تفاعلات البلمرة أيضًا، وستساعدك المعلومات المتعلقة بقوانين الغازات على حساب كتلة وحجم المادة الخام اللازمة تحت درجات حرارة وضغط مختلفة لصناعة أنواع مختلفة من البولي إثيلين.

47. تتناسب طرديًا. حسب مبدأ أفوجادرو، فإن الحجم يتناسب طرديًا مع عدد المولات عند ثبات درجة الحرارة والضغط، حيث تشغل الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة عدد الجسيمات (المولات) نفسه.

48. باستخدام قانون الغاز المدمج ($P_1V_1/n_1T_1 = P_2V_2/n_2T_2$)، وبما أن الحجم ثابت، يمكن تحقيق ذلك عن طريق مضاعفة الضغط مع إبقاء درجة الحرارة ثابتة عند 273 كلفن (أي $P=2\ atm$ و $T=273\ K$)، أو عن طريق مضاعفة درجة الحرارة بالكلفن مع إبقاء الضغط ثابتًا (أي $P=1\ atm$ و $T=546\ K$).

التقويم 7-3

الخلاصة

- تحدد المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة النسبَ الحجمية للغازات المتفاعلة والناتجة.
- يمكن أن تستخدم قوانين الغازات مع المعادلات الكيميائية الموزونة لحساب كميات الغازات المتفاعلة أو الناتجة عن التفاعل.

46. الفكرة الرئيسة **فسر** عندما يتفاعل غاز الفلور مع بخار الماء يحدث التفاعل الآتي:

$$2F_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \rightarrow O_{2(g)} + 4HF_{(g)}$$

فإذا بدأ التفاعل بـ 2 L من غاز الفلور فما حجم بخار الماء (L) اللازم للتفاعل مع غاز الفلور؟ وما حجم غاز الأكسجين وغاز فلوريد الهيدروجين الناتجين؟

47. حلل هل يتناسب حجم الغاز تناسبًا طرديًّا أو عكسيًّا مع عدد مولات الغاز عند درجة حرارة وضغط ثابتين؟ فسر إجابتك.

48. احسب يشغل 1mol من الغاز حجمًا مقداره 22.4 L عند الظروف المعيارية (STP)، احسب درجة الحرارة والضغط اللازمين لإدخال 2 mol من الغاز في حجم 22.4 L.

49. فسر البيانات يتفاعل غاز الإيثين C_2H_4 مع غاز الأكسجين ليكونا غاز ثاني أكسيد الكربون والماء. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل، ثم جد النسبة المولية للمواد الموجودة على كل جهة من المعادلة.

49. المعادلة الكيميائية الموزونة هي: $C_2H_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(g)$. النسبة المولية هي 1 مول من الإيثيلين يتفاعل مع 3 مول من الأكسجين لإنتاج 2 مول من ثاني أكسيد الكربون و 2 مول من الماء. (1:3:2:2).