سلطنة عمان
وزارة التربية والتعليم

رؤية عمان 2040
نتقدم بثقة
Moving Forward with Confidence

الكيمياء

الصف الحادي عشر

كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

CAMBRIDGE UNIVERSITY PRESS

الطبعة التجريبية
1444 هـ - 2022 م

سلطنة عمان
وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

الصف الحادي عشر

كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول - الجزء الأول

CAMBRIDGE
UNIVERSITY PRESS

الطبعة التجريبية 1444 هـ - 2022 م

CAMBRIDGE UNIVERSITY PRESS

مطبعة جامعة كامبريدج، الرمز البريدي CB2 8BS، المملكة المتحدة.

تشكل مطبعة جامعة كامبريدج جزءًا من الجامعة.
وللمطبعة دور في تعزيز رسالة الجامعة من خلال نشر المعرفة، سعيًا وراء
تحقيق التعليم والتعلم وتوفير أدوات البحث على أعلى مستويات التميز العالمية.

© مطبعة جامعة كامبريدج ووزارة التربية والتعليم في سلطنة عُمان.

يخضع هذا الكتاب لقانون حقوق الطباعة والنشر، ويخضع للاستثناء التشريعي
المسموح به قانونًا ولأحكام التراخيص ذات الصلة.
لا يجوز نسخ أي جزء من هذا الكتاب من دون الحصول على الإذن المكتوب من
مطبعة جامعة كامبريدج ومن وزارة التربية والتعليم في سلطنة عُمان.

الطبعة التجريبية ٢٠٢٢ م، طُبعت في سلطنة عُمان

هذه نسخة تمَّت مواءمتها من كتاب الطالب – الكيمياء للصف الحادي عشر – من سلسلة كامبريدج للكيمياء لمستوى الدبلوم العام والمستوى المتقدم AS & A Level للمؤلفين لوري ريان، وروجر نوريس

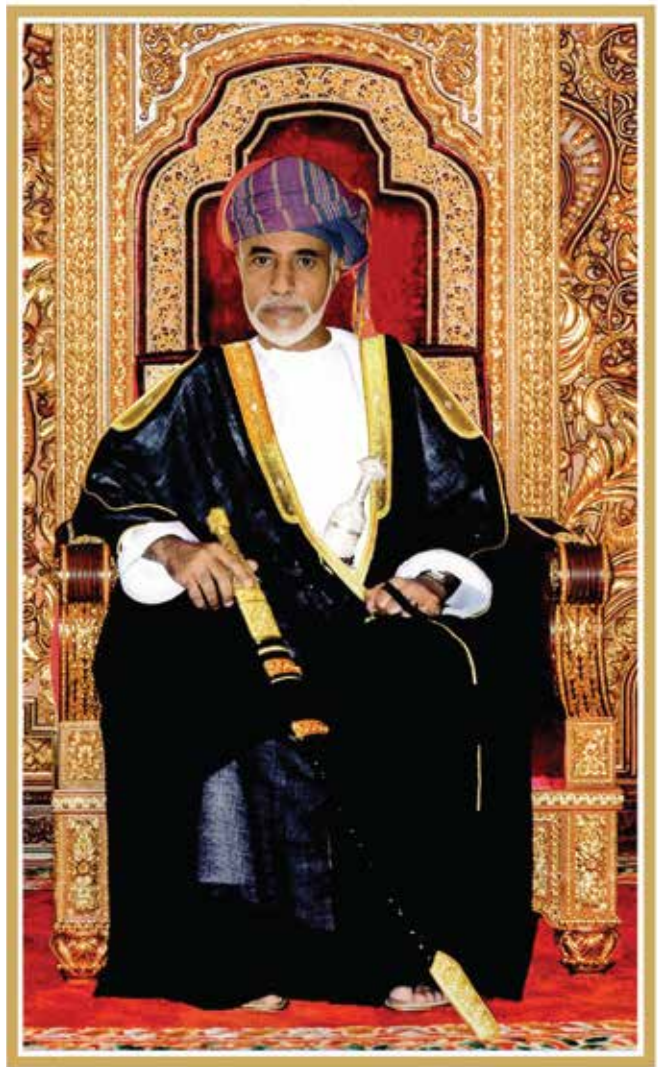
تمت مواءمة هذا الكتاب بناءً على العقد الموقع بين وزارة التربية والتعليم ومطبعة
جامعة كامبريدج.
لا تتحمل مطبعة جامعة كامبريدج المسؤولية تجاه المواقع الإلكترونية
المستخدمة في هذا الكتاب أو دقّتها، ولا تؤكد أن المحتوى الوارد على تلك المواقع دقيق
وملائم، أو أنه سيبقى كذلك.

تمت مواءمة الكتاب

بموجب القرار الوزاري رقم ٢٠٢٢/١٢١ واللجان المنبثقة عنه

جميع حقوق الطبع والتأليف والنشر محفوظة لوزارة التربية والتعليم

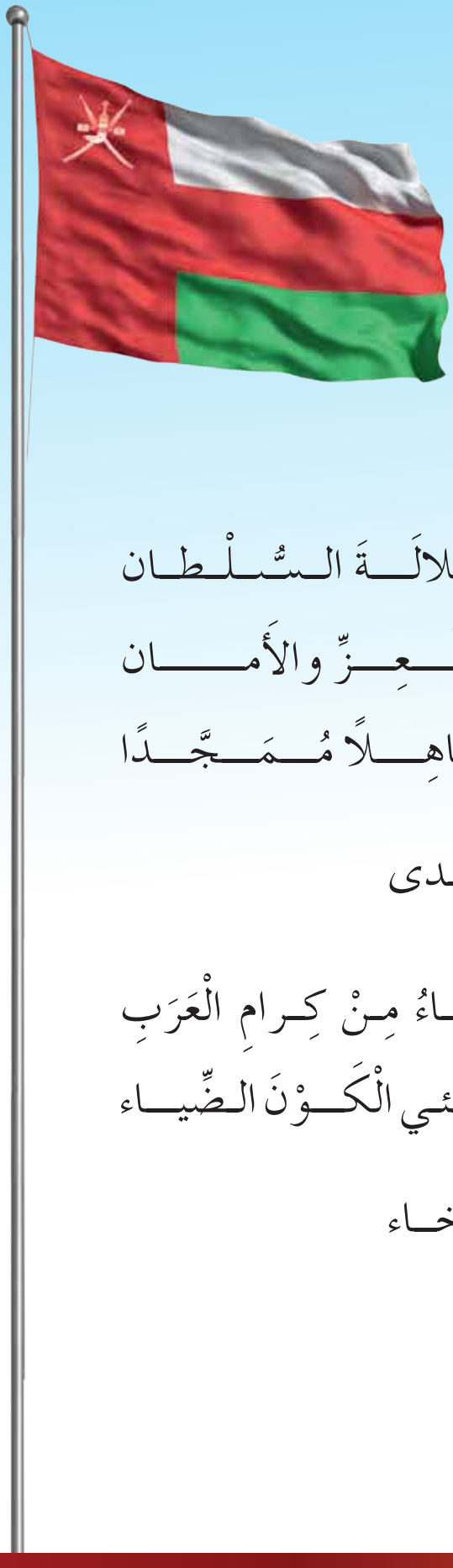
ولا يجوز طبع الكتاب أو تصويره أو إعادة نسخه كاملًا أو مجزأً أو ترجمته أو تخزينه في نطاق استعادة المعلومات بهدف تجاري بأي شكل من الأشكال إلّا بإذن كتابي مسبق من الوزارة، وفي حال الاقتباس القصير يجب ذكر المصدر.



المغفور لـه
السلطان قابوس بن سعيد
-طيّب اللّه ثراه-

حضرة صاحب الجلالة
السلطان هيثم بن طارق المعظم
-حفظه اللّه ورعاه-

سلطنـــــة عُمـــــان



النَّشيدُ الْوَطَنِيُّ

يا رَبَّنا احْفَظْ لنا جَلالَةَ السُّلْطان
وَالشَّعْبَ في الأَوْطان بِالْعِزِّ والأَمان
وَلْيَدُمْ مُؤَيَّدًا عاهِلاً مُمَجَّدًا
بِالنُّفوسِ يُفْتَدى

يا عُمانُ نَحْنُ مِنْ عَهْدِ النَّبي أَوْفِياءُ مِنْ كِرامِ الْعَرَبِ
فارْتَقي هامَ السَّماء وَامْلَئي الْكَوْنَ الضِّياء
وَاسْعَدي وَانْعَمي بِالرَّخاء

تقديم

الحمد لله رب العالمين، والصلاة والسلام على خير المرسلين، سيّدنا مُحمَّد، وعلى آله وصحبه أجمعين. وبعد:

لقد حرصت وزارة التربية والتعليم على تطوير المنظومة التعليمية في جوانبها ومجالاتها المختلفة كافة؛ لتُلبّي مُتطلّبات المجتمع الحالية، وتطلُّعاته المستقبلية، ولتتواكب مع المُستجدّات العالمية في اقتصاد المعرفة، والعلوم الحياتية المختلفة؛ بما يؤدّي إلى تمكين المخرجات التعليمية من المشاركة في مجالات التنمية الشاملة للسلطنة.

وقد حظيت المناهج الدراسية، باعتبارها مكوِّنًا أساسيًا من مكوِّنات المنظومة التعليمية، بمراجعة مستمرة وتطوير شامل في نواحيها المختلفة؛ بدءًا من المقرّرات الدراسية، وطرائق التدريس، وأساليب التقويم وغيرها؛ وذلك لتتناسب مع الرؤية المستقبلية للتعليم في السلطنة، ولتتوافق مع فلسفته وأهدافه.

وقد أولت الوزارة مجال تدريس العلوم والرياضيات اهتمامًا كبيرًا يتلاءم مع مستجدات التطور العلمي والتكنولوجي والمعرفي. ومن هذا المنطلق اتَّجهت إلى الاستفادة من الخبرات الدولية؛ اتساقًا مع التطوُّر المتسارع في هذا المجال، من خلال تبنّي مشروع السلاسل العالمية في تدريس هاتَين المادّتَين وفق المعايير الدولية؛ من أجل تنمية مهارات البحث والتقصّي والاستنتاج لدى الطلبة، وتعميق فهمهم للظواهر العلمية المختلفة، وتطوير قدراتهم التنافُسية في المسابقات العلمية والمعرفية، وتحقيق نتائج أفضل في الدراسات الدولية.

إن هذا الكتاب، بما يحويه من معارف ومهارات وقيَم واتجاهات، جاء مُحقِّقًا لأهداف التعليم في السلطنة، وموائمًا للبيئة العمانية، والخصوصية الثقافية للبلد، بما يتضمَّنه من أنشطة وصور ورسوم. وهو أحد مصادر المعرفة الداعمة لتعلُّم الطالب، بالإضافة إلى غيره من المصادر المختلفة.

نتمنّى لأبنائنا الطلبة النجاح، ولزملائنا المعلّمين التوفيق فيما يبذلونه من جهود مُخلِصة، لتحقيق أهداف الرسالة التربوية السامية؛ خدمة لهذا الوطن العزيز، تحت ظل القيادة الحكيمة لمولانا حضرة صاحب الجلالة السلطان هيثم بن طارق المعظّم، حفظه الله ورعاه.

والله ولي التوفيق

د. مديحة بنت أحمد الشيبانية

وزيرة التربية والتعليم

المحتويات

كيف تستخدم هذه السلسلة xii

كيف تستخدم هذا الكتاب xiv

المقدمة xvi

الوحدة الأولى: التركيب الذرّي

١-١ مكونات الذرة ٢١

١-٢ مستويات الطاقة الفرعية والأفلاك الذرية ٢٦

١-٣ التوزيع الإلكتروني ٢٩

١-٤ تدرج الخصائص ودوريتها في الجدول الدوري ٣٥

١-٥ طاقة التأين (IE) ٣٧

الوحدة الثانية: حسابات التناسب الكيميائي

٢-١ الصيغ الأولية والجزيئية ٥٤

٢-٢ حسابات كتل المواد المتفاعلة والناتجة ٥٦

٢-٣ الحجم المولي والتناسب الكيميائي ٦٢

٢-٤ المعايرة والتناسب الكيميائي ٦٨

الجدول الدوري للعناصر ٧٣

الوحدة الثالثة: الترابط الكيميائي

٣-١ أنواع الترابط الكيميائي ٧٨
٣-٢ أشكال الجزيئات ٨٧
٣-٣ تهجين الأفلاك الذرية ٩٢
٣-٤ طول وطاقة الرابطة ٩٧
٣-٥ السالبية الكهربائية والقطبية ٩٨
٣-٦ القوى بين الجزيئات ١٠٢
٣-٧ الرابطة الهيدروجينية ١٠٧
٣-٨ الروابط والخصائص الفيزيائية ١١١

الوحدة الرابعة: تفاعلات الأكسدة-اختزال

٤-١ أعداد التأكسد ١٢٢
٤-٢ تفاعلات الأكسدة-اختزال ١٣٠
٤-٣ وزن المعادلات الكيميائية باستخدام أعداد التأكسد ١٣٣

الوحدة الخامسة: الاتزان الكيميائي

٥-١ التفاعلات المنعكسة والاتزان ١٤٣
٥-٢ حالة الاتزان ١٤٧
٥-٣ معادلات الاتزان وثابت الاتزان (K_c) ١٥٣
٥-٤ الاتزان في تفاعلات الغازات وثابت الاتزان (K_p) ١٦١
٥-٥ الاتزان والصناعات الكيميائية ١٦٥
٥-٦ اتزان حمض-قاعدة ١٦٩
٥-٧ الكواشف وعمليات المعايرة حمض-قاعدة ١٧٧

كيف تستخدم هذه السلسلة

تقدّم هذه المكوّنات (أو المصادر) الدعم للطلبة في الصف الحادي عشر في سلطنة عمان لتعلم مادة الكيمياء واستيعابها، حيث تعمل كتب هذه السلسلة جميعها معًا لمساعدة الطلبة على تطوير المعرفة والمهارات العلمية اللازمة لهذه المادة. كما تقدّم الدعم للمعلمين لإيصال هذه المعارف للطلبة وتمكينهم من مهارات الاستقصاء العلمي.

يقدّم «كتاب الطالب» دعمًا شاملًا لمنهج الكيمياء للصف الحادي عشر في سلطنة عمان، ويقدّم شرحًا للحقائق والمفاهيم والتقنيات العلمية بوضوح، كما يستخدم أمثلة من العالم الواقعي للمبادئ العلمية. والأسئلة التي تتضمنها كل وحدة تساعد على تطوير فهم الطلبة للمحتوى، في حين أن الأسئلة الموجودة في نهاية كل وحدة تحقق لهم مزيدًا من التطبيقات العلمية الأساسية.

يحتوي «كتاب التجارب العملية والأنشطة» على أنشطة وأسئلة نهاية الوحدة، والتي تمّ اختيارها بعناية، بهدف مساعدة الطلبة على تطوير المهارات المختلفة التي يحتاجون إليها أثناء تقدمهم في دراسة كتاب الكيمياء. كما تساعد هذه الأسئلة الطلبة على تطوير فهمهم لمعنى الأفعال الإجرائية المستخدمة في الأسئلة، إضافة إلى دعمهم في الإجابة عن الأسئلة بشكل مناسب.

كما يحقّق هذا الكتاب للطلبة الدعم الكامل الذي سوف يساعدهم على تطوير مهارات الاستقصاء العملية الأساسية جميعها. وتشمل هذا المهارات تخطيط الاستقصاءات، واختيار الجهاز وكيفية التعامل معه، وطرح الفرضيات، وتدوين النتائج وعرضها، وتحليل البيانات وتقييمها.

يدعم دليل المعلم «كتاب الطالب» و«كتاب التجارب العملية والأنشطة»، ويعزز الأسئلة والمهارات العملية الموجودة فيهما. ويتضمّن هذا الدليل أفكارًا تفصيلية للتدريس وإجابات عن كل سؤال ونشاط وارد في «كتاب الطالب» وفي «كتاب التجارب العملية والأنشطة»، فضلًا عن الإرشادات التعليمية لكل موضوع، بما في ذلك خطة التدريس المقترحة، وأفكار للتعلم النشط والتقويم التكويني، والمصادر المرتبطة بالموضوع، والأنشطة التمهيدية، والتعليم المتمايز (تفريد التعليم) والمفاهيم الخاطئة وسوء الفهم. كما يتضمن أيضًا دعمًا مفصلًا لإجراء الاستقصاءات العملية وتنفيذها في «كتاب التجارب العملية والأنشطة»، بما في ذلك فقرات «مهم» لجعل الأمور تسير بشكل جيد، إضافة إلى مجموعة من عينات النتائج التي يمكن استخدامها إذا لم يتمكن الطلبة من إجراء التجربة، أو أخفقوا في جمع النتائج النموذجية.

كيف تستخدم هذا الكتاب

خلال دراستك هذا الكتاب، ستلاحظ الكثير من الميزات المختلفة التي ستساعدك في التعلم. هذه الميزات موضحة على النحو الآتي:

أهداف التعلّم

تُمثّل هذه الأهداف مضمون كل وحدة دراسية، وتساعد على إرشاد الطلبة خلال دراسة «كتاب الطالب»، كما تشير إلى المفاهيم المهمة المطروحة في كل موضوع، ويتم التركيز عليها عند تقويم الطالب.

قبل أن تبدأ بدراسة الوَحدة

تحتوي هذه الميزة على أسئلة وأنشطة تتمحور حول المعرفة القبلية للموضوعات التي ستحتاج إليها قبل البدء بدراسة الوحدة.

العلوم ضمن سياقها

تُقدّم هذه الميزة أمثلة وتطبيقات واقعية للمحتوى الموجود في كل وحدة دراسية، ما يعني أنها تشجع الطلبة على إجراء المزيد من البحث في الموضوعات المختلفة.

مهارة عملية

لا يحتوي هذا الجزء من الكتاب على تعليمات مفصلة لإجراء تجارب معيّنة، لكنك ستجد، في مربّعات النص هذه، توجيهات أساسية حول النشاط العملي الذي تحتاج إلى تطبيقه.

أسئلة

يتخلّل النص أسئلة تمنحك فرصة للتحقق من أنك قد فهمت الموضوع الذي قرأت عنه.

أمثلة

تحتوي على أمثلة محلولة توضّح كيفية استخدام صيغة رياضية معيّنة لإجراء عملية حسابية.

مصطلحات علمية

يتم تمييز المصطلحات الأساسية في النص عند تقديمها لأول مرة. ثم يتم تقديم تعريفات لها في الهامش تشرح معاني هذه المصطلحات.

سوف تجد أيضًا تعريفات لهذه المصطلحات في قائمة المصطلحات الواردة في نهاية هذا الكتاب.

أفعال إجرائية

لقد تمّ إبراز الأفعال الإجرائية الواردة في المنهج الدراسي بلون غامق في أسئلة نهاية الوحدة، ويمكن استخدامها في الاختبارات، خصوصًا عندما يتم تقديمها للمرة الأولى. وستجد في الهامش تعريفًا لها.

سوف تجد أيضًا التعريفات نفسها في قائمة المصطلحات الواردة في نهاية هذا الكتاب.

ملخّص

تحتوي مربّعات النص هذه على ملخّص للنقاط الرئيسية في نهاية كل وحدة.

مهمّ

يتم في مربّعات النص هذه إدراج حقائق وإرشادات مهمّة للطلبة.

أسئلة نهاية الوحدة

تقيس هذه الأسئلة مدى تحقّق الأهداف التعليمية في الوحدة، وقد يتطلب بعضها استخدام معارف علمية من وحدات سابقة. تتوافر إجابات هذه الأسئلة في دليل المعلم.

قائمة تقييم ذاتي

تلي الملخّص عبارات تتضمّن عناوين منها: «أستطيع أن» التي تتطابق مع أهداف التعلم الموجودة في بداية الوحدة؛ و «أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد»، أو «متمكّن إلى حدٍّ ما» اللتَين تشيران إلى وجوب مراجعة ما تراه ضروريًا في هذا المجال. وقد تجد أنه من المفيد تقييم مدى ثقتك بكل من هذه العبارات أثناء عملية المراجعة.

أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	متمكّن إلى حدٍّ ما	مستعدّ للمضي قدمًا

المقدمة

يغطي هذا الكتاب الفصل الدراسي الأول من منهج سلطنة عمان للكيمياء للصف الحادي عشر.

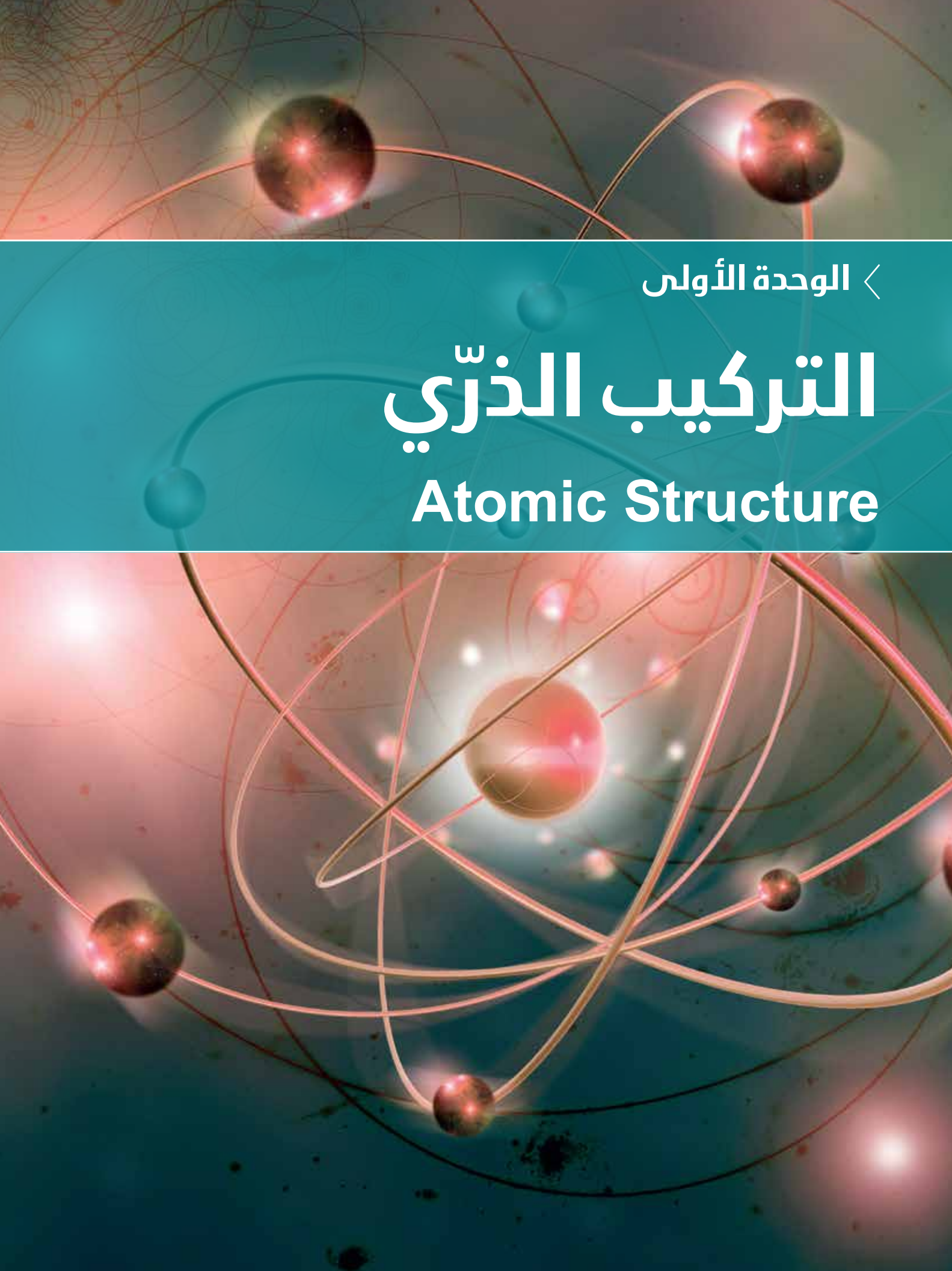
تتمثل الأهداف الرئيسية لأي كتاب مدرسي، كهذا الكتاب، في شرح المفاهيم المختلفة للكيمياء التي تحتاج إلى فهمها، وفي تزويدك بالأسئلة التي ستساعدك على اختبار فهمك، وفي تطوير المهارات الأساسية اللازمة للنجاح في هذا الصف الدراسي. كما توضح صفحات «كيف تستخدم هذا الكتاب» بنية كل وحدة وميزات هذا الكتاب.

خلال دراستك مادة الكيمياء، ستجد أن بعض المفاهيم الأساسية قد تتكرر، وأن هذه المفاهيم تشكل «موضوعات» مترابطة لكافة مجالات الكيمياء المختلفة. وسوف تمضي قدمًا في دراستها بتعمّق أكثر، بذلك ستكتسب المزيد من الثقة في فهم مادة الكيمياء إذا تعمّقت في هذه الموضوعات. ويشمل هذا الكتاب المفاهيم الأساسية الآتية:

- الذرات والقوى
- التجارب والأدلة والبراهين
- أنماط التدرج الكيميائي والتفاعلات
- الروابط الكيميائية
- التغيرات في مستويات الطاقة

تُعدّ دراسة الكيمياء تجربة محفّزة وجديرة بالاهتمام؛ فالكيمياء شأن عام، ولا يمكن لدولة أن تتفرّد فيه أو أن تحتكر التطوّر وتحصره في موضوعاتها. كما تُعدّ دراسة الكيمياء تدريبًا مفيدًا لاكتشاف كيف أسهم مختلف العلماء في تطوير معرفتنا ورفاهيتنا، وذلك من خلال أبحاثهم التي أجروها في مفاهيم الكيمياء وتطبيقها.

نأمل ألّا يساعدك هذا الكتاب على النجاح في دراساتك ومهنتك المستقبلية فحسب، بل أن يحفّز فضولك وخيالك العلمي أيضًا؛ فقد يصبح طلبة اليوم من العلماء والمهندسين المبدعين غدًا. كما نأمل أن تكون التجارب التي أجراها الكيميائيون في الماضي درجة من درجات سلّم التطوّر، فنمضي بالكيمياء قدمًا نحو مستويات أعلى وأرقى.



الوحدة الأولى

التركيب الذرّي

Atomic Structure

أهداف التعلم

١-١ يفهم أن الذرات معظمها فراغ وتتركز كتلتها في النواة التي تحتوي على البروتونات والنيوترونات، وتوجد الإلكترونات في مدارات حولها.

١-٢ يصف توزيع الكتلة والشحنة داخل الذرة.

١-٣ يصف سلوك حزم البروتونات والنيوترونات والإلكترونات عند دخولها مجال كهربائي بنفس السرعة.

١-٤ يحدّد عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات الموجودة في كل من الذرّات والأيونات باستخدام العدد الذري (عدد البروتونات)، والعدد الكتلي (عدد النيوكليونات) والشحنة ويفهم استخدام الترميز ${}^{A}_{Z}Y$

بالنسبة للأهداف التعليمية ١-٥ إلى ١-٢٣ ، تعتبر كل ذرة أو أيون في الحالة المستقرة وسيكتفى بدراسة العناصر من الهيدروجين إلى الكريبتون فقط. وسيتم توفير بيانات عن طاقات التأين عند الضرورة.

١-٥ يفهم المصطلحات العلمية الآتية:

- مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك
- عدد الكمّ الرئيسي (n)
- الحالة المستقرة، وفقًا للتوزيع الإلكتروني.

١-٦ يصف عدد الأفلاك المكوّنة لمستويات الطاقة الفرعية s و p و d وعدد الإلكترونات التي يمكن أن تملأ المستويات الفرعية s و p و d.

١-٧ يصف اتّجاه ازدياد الطاقة لمستويات الطاقة الفرعية داخل مستويات الطاقة الثلاثة الأولى ومستويات الطاقة الفرعية 4p و 4s

١-٨ يصف أشكال الأفلاك s و p ويرسمها.

١-٩ يصِف التوزيعات الإلكترونية لتشمل عدد الإلكترونات فيِ كلّ من مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك.

١-١٠ يشرح التوزيعات الإلكترونية من حيث طاقة الإلكترونات والتنافر بين أزواج الإلكترونات. (تنافر زوج الإلكترونات المغزلي).

١-١١ يحدّد التوزيع الإلكتروني للذرّات والأيونات باستخدام العدد الذري (عدد البروتونات) والشحنة، باستخدام أيّ من الاصطلاحات الآتية: على سبيل المثال بالنسبة إلى الحديد

Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ (التوزيع الإلكتروني الكامل) أو Fe: [Ar] $4s^2 3d^6$ (التوزيع الإلكتروني المختصر).

١-١٢ يستنتج المجموعة والدورة التي ينتمي لها العنصر من خلال التوزيع الإلكتروني.

١-١٣ يستخدم الإلكترونات في "المربعات" ويفهمها، على سبيل المثال بالنسبة إلى الحديد

Fe: [Ar]

١-١٤ يصف الجذور الحرّة كنوع من الجسيمات يمتلك واحدًا أو أكثر من الإلكترونات المنفردة (غير المرتبطة).

١-١٥ يذكر التدرج في نصف القطر الذرّي ونصف القطر الأيوني للعناصر عبر الدورة ويشرحها.

١-١٦ يعرّف مصطلح طاقة التأيّن الأولى، IE (IE_1) ويستخدمها.

١-١٧ يكتب معادلات طاقات التأيّن الأولى وطاقات التأيّن المتتالية.

١-١٨ يحدّد التدرج في طاقة التأيّن في الجدول الدوري عبر الدورة من اليسار إلى اليمين أو في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل ويشرحها.

١-١٩ يحدّد التغيرّات في طاقات التأيّن المتتالية لعنصر ما ويشرحها.

١-٢٠ يفهم أنّ طاقات التأيّن ناتجة من التجاذب بين النواة والإلكترونات الخارجية.

١-٢١ يشرح العوامل التي تؤثّر على طاقات التأيّن للعناصر من حيث:

- الشحنة النووية
- نصف القطر الذرّي أو الأيوني
- الحجب بواسطة الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية الداخلية،
- تنافر زوج الإلكترونات المغزلي (spin-pair repulsion).

١-٢٢ يستنتج التوزيع الإلكتروني للعناصر باستخدام بيانات طاقات التأيّن المتتالية.

١-٢٣ يستنتج موقع عنصر ما في الجدول الدوري بالاعتماد على بيانات طاقات التأيّن المتتالية.

قبل أن تبدأ بدراسة الوَحدة

١. أعدّ قائمة بالجُسيمات دون الذرّية الموجودة في ذرّة ما، مع ذكر كتلها النسبية وشحناتها النسبية بالإضافة إلى موقع كل منها في الذرّة.

٢. اذكر المقصود بالعدد الكتلي والعدد الذرّي.

٣. استنتج الصيغة الكيميائية لأيون بسيط مثل: أيون الكلوريد وأيون الألومنيوم.

٤. اشرح سبب امتلاك أيون الصوديوم شحنة موجبة مفردة 1+، في حين أنّ أيون الأكسيد يمتلك شحنة مقدارها 2-.

٥. ارسم مخطّطًا يوضح تركيب ذرة الكالسيوم. قارن مخططك بمخطط طالب آخر.

٦. بتبادل الأدوار مع زملائك:

- استنتج التوزيع الإلكتروني البسيط لذرة أحد العناصر العشرين الأولى من الجدول الدوري.
- استنتج الشحنة الموجودة على أيون أحد العناصر العشرين الأولى من الجدول الدوري، ثم اكتب التوزيع الإلكتروني البسيط لهذا الأيون.

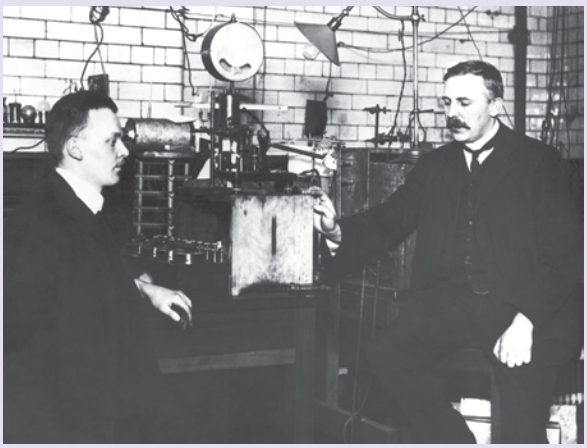
العلوم ضمن سياقها

التطور التاريخي للنماذج الذرّية (إثرائي)

نعرف اليوم أن الذرّات صغيرة جدًا، وهي مكوّنة من نواة مركزية تحتوي على بروتونات ونيوترونات ومحاطة بإلكترونات. ولكن المعلومات حول الذرّات قد تغيّرت مع مرور الوقت.

لقد اقترح الفلاسفة الأوائل أمثال ديموقريطس Democritus (460–370 قبل الميلاد) أن المادّة مكوّنة من جُسيمات صغيرة لا يمكن تقسيمها إلى جسيمات أصغر. ولم تكن هذه الفكرة إلّا واحدة من أفكار عديدة تمّ تداولها في شأن المادّة. وقد قام جون دالتون John Dalton (1844-1766م) بدراسات حول الكثير من العناصر والمركّبات، وشرح ملاحظاته باستخدام نظريته الذرّية، واصفًا الذرّات بأنها أجسام كروية صلبة غير قابلة للانقسام.

ومع بداية القرن العشرين، أجرى العديد من العلماء تجارب لدراسة طبيعة الذرّات. فقد اقترح ج. ج. طومسون J J Thomson (1937-1856م) أن الذرّات تتكوّن من جُسيمات ذات شحنة سالبة (إلكترونات) موجودة في سحابة من مادّة ذات شحنة موجبة. وأصبح نموذجه معروفًا باسم "نموذج فطيرة الخوخ". ثم بعد بضع سنوات، قام علماء يعملون تحت إشراف إرنست رذرفورد Ernest Rutherford (1937-1871م) (الصورة ١-١)، بإطلاق حزمة من جُسيمات ألفا (أنوية ذرات هيليوم موجبة) بسرعات عالية جدًا نحو صفيحة رقيقة من الذهب لا تتجاوز سماكتها 0.0005 mm.



الصورة ١-١ يظهر كلّ من أرنست رذرفورد (إلى اليمين)، وهانز جايجر (إلى اليسار) وهما يستخدمان جهاز جُسيمات ألفا الخاص بهما

وقد تبيّن أن معظم جُسيمات ألفا اخترقت الصفيحة. وهذا يتناسب مع فكرة أن الذرّات هي سحابة من شحنات ذات كتلة ضئيلة جدًا بحيث لا يمكنها أن تحرف مسار (تغير اتّجاه) جُسيمات ألفا. ولكن تبيّن أيضًا أن هنالك جُسيم ألفا واحدًا من بين كل 20000 جُسيم قد انحرف بزاوية تزيد قيمتها عن 90°. انطلاقًا من هذا استنتج رذرفورد ضرورة وجود جسيم صغير جدًا وذي شحنة موجبة داخل الذرّة. وهكذا تمّ اكتشاف النواة الذرّية.

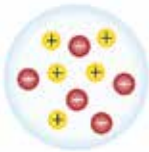
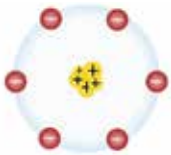
تابع

وفي العام 1911م، طرح رذرفورد فكرة أن شحنة الذرّة الموجبة وكتلتها تتركّزان في منطقة مركزية بالغة الصغر تسمّى النواة، مع جُسيمات ذات شحنة سالبة (إلكترونات) تحيط بالنواة.

وبحلول العام 1932م، لاحظ جيمس شادويك James Chadwick (1891-1974م) أن الذرّات لا تتكوّن فقط من بروتونات وإلكترونات، بل تحتوي أيضًا على جُسيمات ذات شحنة متعادلة سُمّيت النيوترونات؛ وبهذا الاكتشاف اكتمل التعرف على مكونات الذرة.

وفي هذه الأثناء كان نيلز بور Niels Bohr (1885-1962م) يُجري دراسات حول أطياف الانبعاثات الذرّية. فلاحظ أنّ الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث لكلّ عنصر تكون فريدة في نوعها وهي تمثّل الترددات المنبعثة عند تحفيز العنصر بالحرارة (التسخين) أو بتيار كهربائي. وقد توصّل نيلز بور إلى أن الإلكترونات تدور حول النواة عند مستويات طاقة تمتلك قيمًا محددة.

في العام 1926م، دفع إروين شرودنجر Erwin Schrodinger بأفكار «بور» خطوة أبعد باستخدامه معادلات رياضية لوصف احتمالية إيجاد الإلكترون في موقع محدّد (الشكل ١-١).

السنة الميلادية	العالم	النموذج الذري المقترح
1803	جون دالتون John Dalton	
1904	ج. ج. طومسون J J Thomson	
1911	إرنست رذرفورد Ernest Rutherford	
1913	نيلز بور Niels Bohr	
1926	إروين شرودنغر Erwin Schrodinger	

الشكل ١-١ تطور النموذج الذري

١-١ مكونات الذرة

يحتوي كل نوع من العناصر الكيميائية على نوع معيّن من الذرّات، والذرّة **Atom** هي أصغر جزء في العنصر يمكنه أن يشارك في التفاعل الكيميائي. والذرّات جُسيمات بالغة الصغر. فمثلًا، يبلغ قطر ذرّة الهيدروجين 10^{-10} m تقريبًا، الأمر الذي يعني أن كتلة الذرّة بالغة الصغر أيضًا، إذ تزن ذرّة الهيدروجين الواحدة 1.67×10^{-27} kg فقط.

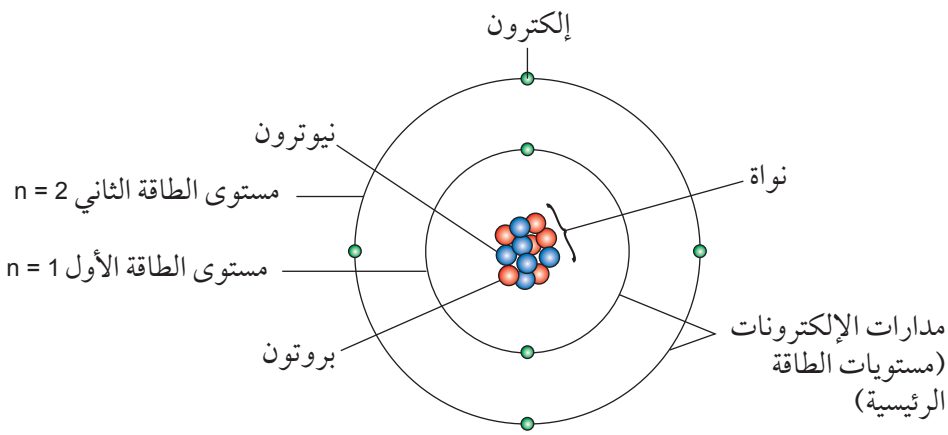
تكون الذرة حيزًا فارغًا في الغالب. فكتلة الذرّة تتركّز تقريبًا في مركز الذرّة وتسمّى النواة، وتتكوّن هذه النواة من جُسيمات تسمّى النيوكليونات. التي يوجد منها نوعان هما: **البروتونات Protons**، و**النيوترونات Neutrons**. وتمتلك ذرّات العناصر المختلفة أعدادًا مختلفة من البروتونات. أمّا خارج النواة، فتوجد جُسيمات تسمّى **إلكترونات Electrons**، ويكون عدد الإلكترونات في الذرّة المتعادلة مساويًا لعدد البروتونات.

وعلى الرغم من إن الذرّة بالغة الصغر، إلّا أن نواتها أصغر منها بكثير. فإذا كان قطر الذرّة بقياس ملعب كرة قدم، فستكون النواة بحجم حبّة بازلاء. وهذا يعني أن معظم الذرّة عبارة عن حيّز من الفراغ.

مستويات الطاقة

غالبًا ما يلجأ الكيميائيون إلى استخدام نموذج بسيط للذرّة، تتحرك فيه الإلكترونات حول النواة في مدارات إلكترونية. حيث يمثل كلّ مدار **مستوى طاقة كم رئيسي Energy level** أو **(Quantum Shells)** ويوجد على مسافة معيّنة من النواة. تكون مستويات الطاقة الرئيسية مرقّمة على النحو الآتي: n = 1، n = 2، n = 3 وهكذا ابتداءً من الأقرب إلى النواة.

وتُستخدم توزيعات إلكترونية لوصف أعداد الإلكترونات الموجودة في كل مستوى طاقة رئيسي. فالتوزيع الإلكتروني لذرّة الكربون الموضح في الشكل (١-٢) هو (2, 4)؛ حيث تمتلك ذرّة الكربون إلكترونَين في مستوى طاقتها الرئيسي الأول (n = 1)، وأربعة إلكترونات في مستوى طاقتها الرئيسي الثاني (n = 2).



الشكل ١-٢ نموذج لذرّة كربون

مصطلحات علمية

الذرّة Atom: أصغر جزء في العنصر والذي يمكنه أن يشارك في تفاعل كيميائي.

البروتون Proton: جُسيم ذو شحنة موجبة داخل نواة الذرّة.

النيوترون Neutron: جُسيم لا يحمل شحنة داخل نواة الذرّة، ويمتلك الكتلة النسبية نفسها للبروتون.

الإلكترون Electron: جُسيم ذو شحنة سالبة يتحرّك في مدارات حول نواة الذرّة. ويمتلك كتلة ضئيلة مقارنة بالبروتون.

مستويات طاقة الكم الرئيسية Energy level: مسافات محدّدة من النواة تتوافق مع طاقة الإلكترونات.

يوضح الجدول (١-١) التوزيع الإلكتروني البسيط للعناصر 11 الأولى في الجدول الدوري.

رمز العنصر	العدد الذري (Z)	عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي			التوزيع الإلكتروني
		n = 1	n = 2	n = 3	
H	1	1			1
He	2	2			2
Li	3	2	1		2, 1
Be	4	2	2		2, 2
B	5	2	3		2, 3
C	6	2	4		2, 4
N	7	2	5		2, 5
O	8	2	6		2, 6
F	9	2	7		2, 7
Ne	10	2	8		2, 8
Na	11	2	8	1	2, 8, 1

الجدول ١-١ التوزيع الإلكتروني للعناصر 11 الأولى في الجدول الدوري

مهارات عمليّة ١-١

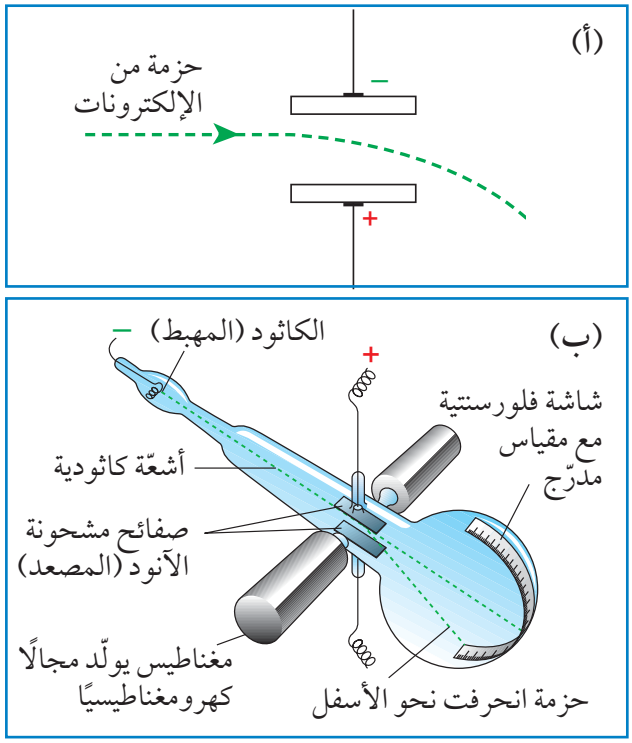
تجربة طومسون

يمكننا استنتاج الشحنة الكهربائية للجُسيمات دون الذرّية عبر ملاحظة سلوك حزم كلّ من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في الحقول الكهربائية. فإذا أطلقنا حزمة من الإلكترونات عبر صفائح مشحونة كهربائيًا، تنحرف الإلكترونات (تغير اتجاهها) بعيدًا عن الصفيحة السالبة وتتّجه نحو الصفيحة الموجبة (الشكل ١-٣(أ)). وهذا ما يُوضح لنا أن الإلكترونات ذاتُ شحنة سالبة، لأن الشحنات المتعاكسة يجذب بعضها بعضًا، في حين أن الشحنات المتشابهة تتنافر فيما بينها.

يمكن استخدام أنبوبة الأشعة الكاثودية (المهبطية) (الشكل ١-٣(ب)) لإنتاج حزم من الإلكترونات. وذلك بوضع سلك فلزي في أحد طرفَي الأنبوبة (الكاثود، المهبط)، حيث يتم تسخينه عند درجة حرارة مرتفعة، مع تطبيق جهد منخفض عليه.

وفي الطرف الثاني من الأنبوبة تُوضع شاشة فلورسنتية، تتوهّج عندما تصدمها الإلكترونات.

تنبعث الإلكترونات كحزمة من السلك الساخن وتنجذب نحو صفيحتَين فلزيّتَين تحملان شحنات موجبة. وعندما تمرّ الإلكترونات عبر الصفيحتَين الفلزيّتَين؛



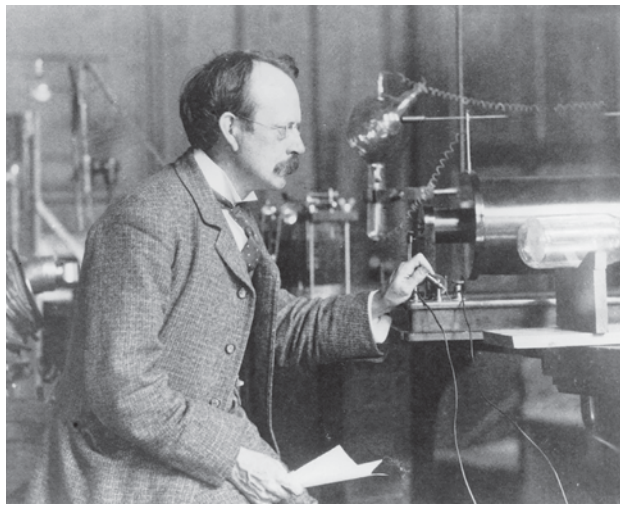
الشكل ١-٣ (أ) انحراف حزمة الإلكترونات عن الصفيحة ذات الشحنة السالبة. (ب) انحراف حزمة الإلكترونات في أنبوبة الأشعّة الكاثودية بتأثير من المجال الكهرومغناطيسي

تابع

تصطدم بالشاشة، منتجة بقعة من الضوء. وتنحرف عند تعرّض هذه الحزمة لتأثير مجال كهربائي.

يتضح من سهولة انجذاب الإلكترونات نحو الآنود Anode ذي الشحنة الموجبة، وانحرافها بوساطة مجال كهرومغناطيسي، أن الإلكترونات:

- تمتلك شحنة سالبة.
- تمتلك كتلة بالغة الصغر.



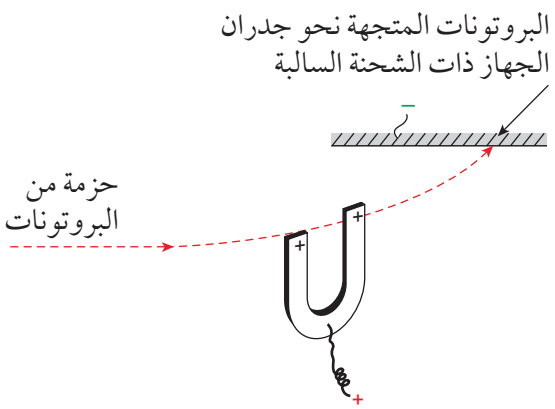
الصورة ١-٢ ج.ج طومسون أثناء قيامه بتجربته

وعلى مدى سنوات متتالية، تمّ إجراء عدة تجارب مع حزم من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات تتحرّك بالسرعة نفسها في مجال كهربائي.

وأوضحت نتائج هذه التجارب ما يلي:

- انحراف مسار حزمة البروتونات مُبتعدة عن الصفيحة ذات الشحنة الموجبة، مثلما يحدث في عملية تنافر الشحنات المتشابهة، يبين أن البروتونات تمتلك شحنة موجبة (الشكل ١-٤).
- انحراف مسار حزمة الإلكترونات مُقتربة من الصفيحة ذات الشحنة الموجبة، مثلما يحدث في عملية تجاذب الشحنات المتعاكسة، يبين أن الإلكترونات تمتلك شحنة سالبة.
- عدم انحراف مسار حزمة النيوترونات يبين أنها لا تمتلك شحنة.

في هذه التجارب، يجب استخدام جهد عالٍ جدًّا لحرف مسار حزمة البروتونات. وهذا مختلف عن استخدام جهد منخفض لحرف مسار حزمة الإلكترونات. الأمر الذي يعني أن البروتونات أثقل بكثير من الإلكترونات. وفي حال استخدام الجهد نفسه لحرف مسار الإلكترونات والبروتونات، فسوف ينحرف مسار حزمة الإلكترونات بشكل أكبر من انحراف مسار حزمة البروتونات. وهذا لأن البروتون أثقل بنحو 2000 مرّة من الإلكترون.



الشكل ١-٤ انحراف حزمة البروتونات مبتعدة عن المنطقة ذات الشحنة الموجبة

سؤال

(١) عندما تمرّ حزمة من الإلكترونات بالقرب من صفيحة ذات شحنة سالبة، فإنها تنحرف مُبتعدةً عنها.

أ. ما الانحراف الذي تتوقّعه، عند تكرار التجربة مع حزمة من:

١. البروتونات؟

٢. النيوترونات؟

ب. أيّ من الجُسيمات دون الذرّية (الإلكترونات أو البروتونات أو النيوترونات) سوف ينحرف أكثر؟ اشرح إجابتك.

العدد الذرّي والعدد الكتلي

درست سابقًا عن **العدد الذرّي** **Atomic number** (Z) أو عدد البروتونات. وأن كلّ ذرّة من ذرّات العنصر نفسه تحتوي على عدد البروتونات نفسه في نواتها. فعلى سبيل المثال: ذرّة لها عدد ذرّي يساوي 11، تكون ذرّة لعنصر الصوديوم (Na)، ولن يكون ثمّة أيّ عنصر آخر يمتلك 11 بروتونًا في نواته. وقد تمّ ترتيب الجدول الدوري للعناصر وفقًا لازدياد الأعداد الذرّية للعناصر المنفردة (انظر الملحق ١).

أمّا **العدد الكتلي** **Mass number** (A) أو عدد النيوكليونات فيساوي مجموع عدد البروتونات وعدد النيوترونات الموجودة في نواة ذرّة ما. يُستخدم الترميز ($^{A}_{Z}Y$) لتوضيح العدد الذري (Z) والعدد الكتلي (A) لذرة عنصر ما.

مصطلحات علمية

العدد الذرّي
Atomic number:
هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرّة ما. ويسمّى أيضًا عدد البروتونات.

العدد الكتلي
Mass numbers:
يساوي مجموع عدد البروتونات وعدد النيوترونات في نواة ذرّة ما. ويسمّى أيضًا عدد النيوكليونات.

سؤال

(٢) استخدم المعلومات المدرجة في الجدول المقابل لحساب عدد الإلكترونات والنيوترونات في الذرّة المتعادلة لكلّ من العناصر الآتية:

أ. الفناديوم (V)
ب. السترونشيوم (Sr)
ج. الفوسفور (P)

الذرة	العدد الكتلي	عدد البروتونات
الفناديوم (V)	51	23
السترونشيوم (Sr)	88	38
الفوسفور (P)	31	15

الأيونات

في الذرّة المتعادلة، يكون عدد البروتونات ذات الشحنة الموجبة في نواة الذرّة مساويًا لعدد الإلكترونات ذات الشحنة السالبة خارج النواة. إلّا أن الذرة نادرًا ما تبقى منفردة؛ لذا قد تكسب إلكترونات أو تفقدها، فتصبح **أيونات** **Ions** تحمل شحنات كهربائية. فعلى سبيل المثال:

$$\underset{\substack{\text{ذرّة كلور}\\ 17\ \text{بروتونًا}\\ 17\ \text{إلكترونًا}}}{Cl} + \underset{\substack{\text{إلكترون واحد}\\ \text{مكتسب}}}{e^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{أيون كلوريد}\\ 17\ \text{بروتونًا}\\ 18\ \text{إلكترونًا}}}{Cl^-}$$

يمتلك أيون الكلوريد شحنة سالبة واحدة؛ لأن ذرته اكتسبت إلكترونًا واحدًا، لذلك يحتوي على 17 بروتونًا (+) و18 إلكترونًا (–).

$$\underset{\substack{\text{ذرة ماغنيسيوم}\\ 12\ \text{بروتونًا}\\ 12\ \text{إلكترونًا}}}{Mg} \longrightarrow \underset{\substack{\text{أيون ماغنيسيوم}\\ 12\ \text{بروتونًا}\\ 10\ \text{إلكترونات}}}{Mg^{2+}} + \underset{\text{فقد إلكترونَين}}{2e^-}$$

يمتلك أيون الماغنيسيوم (Mg^{2+}) شحنة موجبة تساوي 2+، لأن ذرته فقدت إلكترونَين، لذلك يحتوي على 12 بروتونًا (+) و10 إلكترونات (–).

مصطلحات علمية

الأيونات **Ions:**
جُسيمات ذات شحنة تكوّنت نتيجة اكتساب الذرة أو الذرات (مجموعة ذرات مرتبطة تساهميًا)، للإلكترونات أو فقدها.

وكذلك الحال في نظائر العناصر حيث يبقى الترميز نفسه. وفي حالة الترميز لأيون النظير يبقى العدد الذري والعدد الكتلي ذاته مع تضمين شحنة الأيون. فعلى سبيل المثال: الأيون النظير لذرّة الكبريت – 33 هو $^{33}_{16}S^{2-}$. حيث يمتلك أيون الكبريتيد هذا 16 بروتونًا و17 نيوترونًا (لأن: 17 = 16 – 33) و18 إلكترونًا (لأن: 18 = 2 + 16).

مثال

١. استنتج عدد الإلكترونات الموجودة في الأيون $^{52}_{24}Cr^{2+}$.

الحلّ:

الخطوة ١: استخرج عدد البروتونات، وهو العدد السفلي إلى يسار الرمز ويساوي 24 بروتونًا.

الخطوة ٢: عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات في الذرّة المتعادلة. لذا فإن عدد الإلكترونات في الذرّة يساوي 24 إلكترونًا.

الخطوة ٣: بالنسبة إلى أيون موجب، اطرح عدد الشحنات من عدد الإلكترونات في الذرّة المتعادلة لأن الذرّة فقدت إلكترونات. أمّا بالنسبة إلى أيون سالب، فاجمع عدد الشحنات مع عدد الإلكترونات في الذرّة المتعادلة لأن الذرّة كسبت إلكترونات.

بالنسبة إلى الأيون Cr^{2+} يكون عدد الإلكترونات:
إلكترونًا 22 = 2 – 24

أسئلة

(٣) استنتج عدد الإلكترونات في كل من أيونات النظائر الآتية:

الجزئية	رمز أيون النظير	عدد الإلكترونات
أ.	$^{40}_{19}K^{+}$	
ب.	$^{15}_{7}N^{3-}$	
ج.	$^{18}_{8}O^{2-}$	
د.	$^{71}_{31}Ga^{3+}$	

(٤) استنتج عدد الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في كلّ من الأيونات الآتية:

الجزئية	رمز أيون النظير	عدد الإلكترونات	عدد البروتونات	عدد النيوترونات
أ.	$^{81}_{35}Br^{-}$			
ب.	$^{138}_{58}Ce^{3+}$			

(٥) استنتج عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات في أيونات نظائر السترونشيوم (Sr) الآتية:

الجزئية	رمز أيون النظير	عدد الإلكترونات	عدد البروتونات	عدد النيوترونات
أ.	$^{82}_{38}Sr^{2+}$			
ب.	$^{88}_{38}Sr^{2+}$			
ج.	$^{90}_{38}Sr^{2+}$			

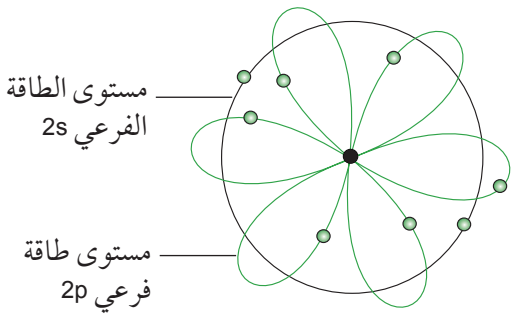
١-٢ مستويات الطاقة الفرعية والأفلاك الذرية

مستويات طاقة الكم الفرعية

تنقسم مستويات طاقة الكم الرئيسية، باستثناء المستوى الأول، إلى عدة **مستويات طاقة كم فرعية Sub-shells**. ويحتوي كل مستوى طاقة كم رئيسي على عدد مختلف من مستويات الطاقة الفرعية. ويمكن التمييز بين مستويات الطاقة الفرعية باستخدام الأحرف s، أو p، أو d.

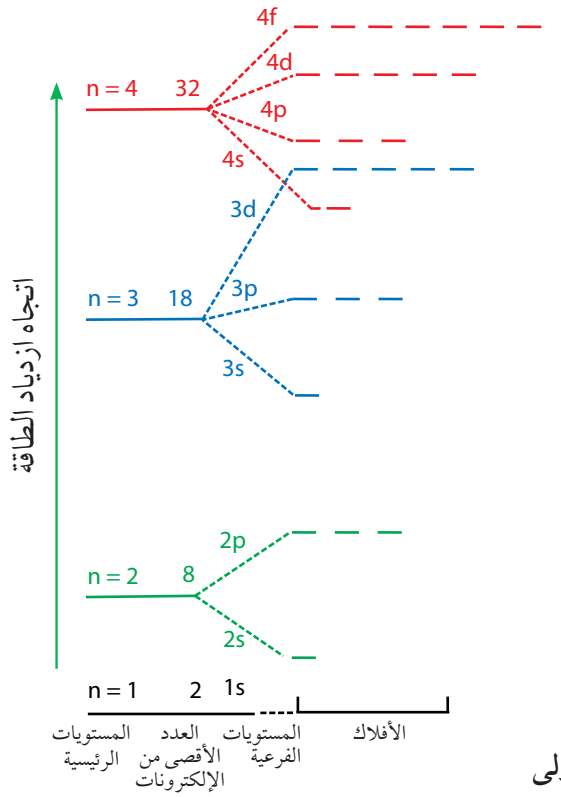
كما يوجد أيضًا مستوى طاقة فرعي يرمز له بالحرف f لدى العناصر التي تمتلك أكثر من 57 إلكترونًا. ويُوضح الشكل (١-٥) مستويات الطاقة الفرعية لمستويات طاقة الكمّ الرئيسية الأربعة الأولى. ففي مستوى طاقة الكم الرئيسي، تزداد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية وفقًا للترتيب الآتي: s < p < d.

- مستوى طاقة الكم الرئيسي الأول، n = 1، يحتوي كحدّ أقصى على إلكترونَين في مستوى الطاقة الفرعي s.
- مستوى طاقة الكم الرئيسي الثاني، n = 2، يحتوي كحدّ أقصى على 8 إلكترونات: إلكترونَين في مستوى الطاقة الفرعي s و 6 إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي p، كما في الشكل المقابل.
- مستوى طاقة الكم الرئيسي الثالث، n = 3، يحتوي كحدّ أقصى على 18 إلكترونًا: إلكترونَين في مستوى الطاقة الفرعي s، و 6 إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي p، و10 إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي d.



مستوى الطاقة الرئيسي 2، يحتوي على مستويَي الطاقة الفرعيَّين 2s و 2p. وتتحرك الإلكترونات ضمن الأفلاك

كما ستلاحظ أيضًا من الشكل (١-٥)، أن ترتيب مستويات الطاقة الفرعية من حيث ازدياد الطاقة لا يتبع نمطًا منتظمًا مع العناصر التي تلي الأرغون (Ar) في الجدول الدوري، فلا يكون الترتيب دائمًا كما يلي: s ثم p ثم d، بل يصبح متداخلًا. فالعنصر الذي يلي الأرغون هو البوتاسيوم (K). يُوجد الإلكترون الخارجي للبوتاسيوم في مستوى الطاقة الفرعي 4s، وليس في 3d. والعنصر الأول الذي يحتوي إلكترونًا في مستوى الطاقة الفرعي 3d هو العنصر رقم 21 في الجدول الدوري، أي السكانديوم (Sc).

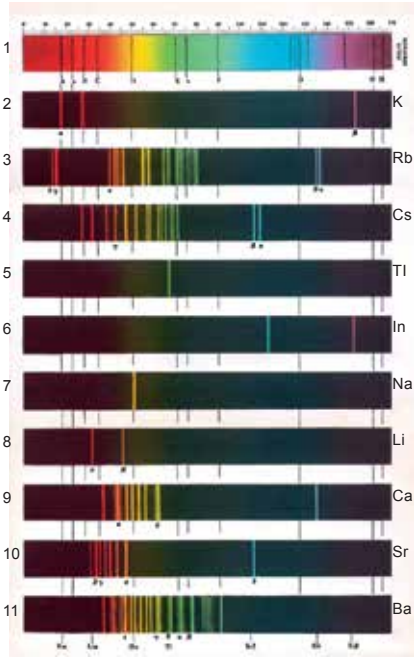


الشكل ١-٥ مستويات الطاقة الفرعية لمستويات الطاقة الرئيسية الأربعة الأولى

مهارات عمليّة ١-٢

طيف الانبعاث الذري

عندما تصطدم الإلكترونات ذات السرعات العالية بذرات عنصر ما في الحالة الغازية، عند ضغط منخفض، في جهاز يسمى المطياف، نحصل على خطوط ملونة تسمى طيف الانبعاث الذري لهذا العنصر (الصورة ١-٣). وتأتي الأحرف s، وp، وd، من المصطلحات المستخدمة لوصف هذه الخطوط، وهي: (s من sharp حادّ وp من principal رئيسي وd من diffuse منتشر).



الصورة ١-٣ طيف الانبعاث الشمسي وأطياف الانبعاث الذري لبعض فلزات المجموعات الثلاث الأولى

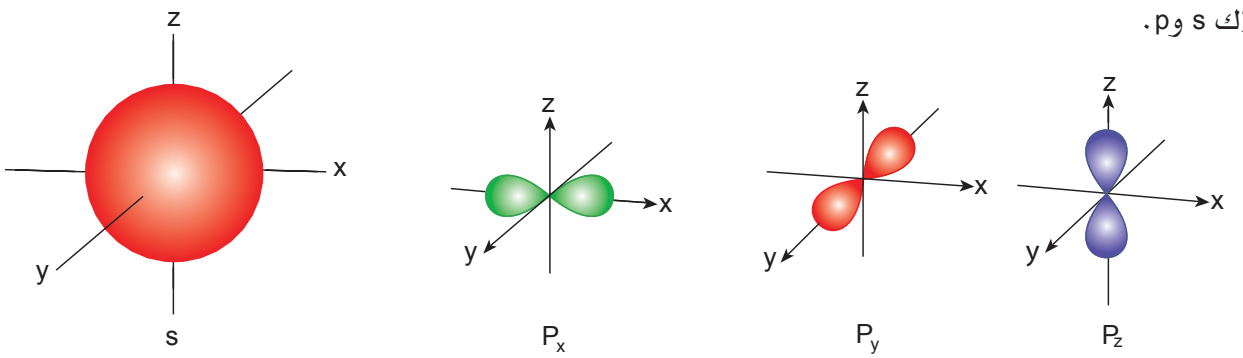
الأفلاك الذرية

يحتوي كل مستوى طاقة فرعي على فلك ذري واحد أو أكثر. والفلك الذرّي **Atomic orbital** منطقة أو حيز يحيط بنواة ذرّة ما ويمكن أن يشغلها إلكترون واحد أو إلكترونان، ويمكن أن تكون فارغة. يحتوي كل فلك ذري على إلكترونَين كحد أقصى. ويتضمن كل مستوى طاقة فرعي على عدد محدد من الأفلاك الذرية، وهي كالآتي:

- مستوى الطاقة الفرعي s – فلك ذري واحد
- مستوى الطاقة الفرعي p – ثلاثة أفلاك ذرية
- مستوى الطاقة الفرعي d – خمسة أفلاك ذرية

أشكال الأفلاك

في العام 1925م افترض العالم لويس دي برولي Louis de Broglie أنّ الإلكترونات تتصرّف كموجات. وقد قاد هذا الافتراض إلى فكرة السحب الإلكترونية (احتمالية وجود الإلكترون). وفي ضوء هذا الافتراض، يمتلك كل فلك شكلًا ثلاثي الأبعاد. وضمن هذا الشكل، يحتمل وجود إلكترون واحد أو إلكترونَين في الفلك. يُوضح الشكل (١-٦) أشكال أفلاك s وp.



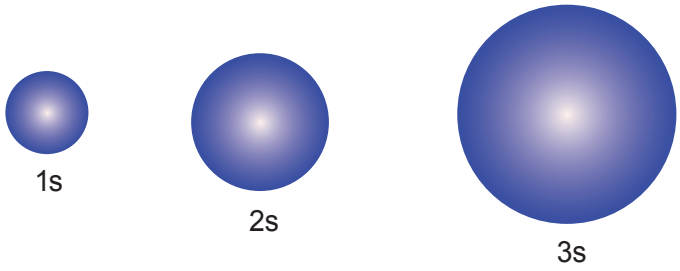
الشكل ١-٦ أشكال الأفلاك الذرية s وp

مصطلحات علميّة

مستويات طاقة الكم الفرعية Sub-shells (subsidiary quantum shells): مناطق من مستويات طاقة الكم الرئيسية تحتوي على أعداد محددة من الإلكترونات وتمتلك طاقة معينة.

الأفلاك الذرية Atomic orbitals: مناطق من الحيّز تحيط بالنواة الذرّية ويمكن أن تحتوي على إلكترونَين كحد أقصى.

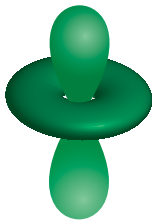
يمتلك الفلك s شكلًا كرويًا. ويمتلك الفلك 2s الموجود في مستوى طاقة الكمّ الرئيسي الثاني الشكل الكروي نفسه الذي يمتلكه الفلك الموجود في مستوى طاقة الكم الرئيسي الأول. إلّا أن طاقة إلكترونات الفلك 2s أكبر من طاقة إلكترونات الفلك 1s، (الشكل ١-٧).



الشكل ١-٧ أفلاك s في مستويات الطاقة الثلاثة الأولى

ويُوجد ثلاثة أفلاك 2p في مستوى طاقة الكم الرئيسي الثاني، وهي تمتلك الشكل نفسه. ويشبه هذا الشكل ساعة رملية ذات "فصّين". وتترتّب مجموعات الفصوص الثلاثة على هيئة زوايا قائمة بعضها بالنسبة إلى بعض على طول المحاور x، وy، وz. (الشكل ١-٦). لذا سُميت أفلاك 2p الثلاثة: $2p_x$، و$2p_y$، و$2p_z$. وأفلاك 2p الثلاثة تمتلك الطاقة نفسها. ويوجد أيضًا ثلاثة أفلاك 3p في مستوى طاقة الكم الرئيسي الثالث. وتكون أشكالها الأساسية مشابهة لأشكال الأفلاك 2p، ولكن طاقتها أعلى.

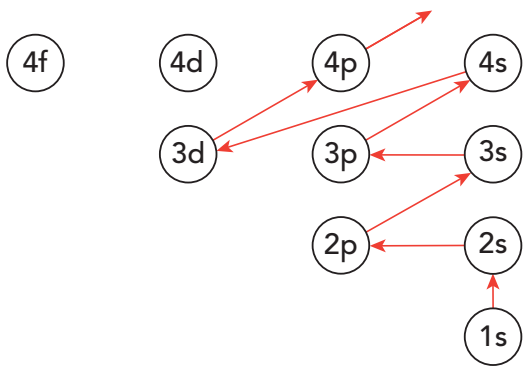
أمّا أفلاك d فهي أكثر تعقيدًا من حيث شكلها وترتيبها. يوضح الشكل (١-٨) احتمال وجود الإلكترون في السحابة الإلكترونية dz^2 وهو أحد أنواع الأفلاك d، ومشابه لفلك p مع وجود حلقة حول منتصفه.



الشكل ١-٨
شكل فلك dz^2

ملء مستويات الطاقة الرئيسية والأفلاك

يعتمد التوزيع الإلكتروني لذرة ما على ما يحقق الاستقرار الأكبر للذرة، بحيث يكون الترتيب الذي يتم فيه ملء مستويات الطاقة الفرعية وفقًا لطاقتها النسبية. يمتلك مستوى الطاقة الفرعي 1s الطاقة الأقلّ، لذا يتم ملؤه أولًا، يليه على التوالي المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى. وكما لاحظنا في الشكل (١-٥)، فإن ترتيب مستويات الطاقة الفرعية من حيث ازدياد طاقتها لا يتبع نمطًا منتظمًا، بحيث يأتي s ثم p ثم d، وذلك بعد عنصر الأرغون (Ar). ويُوضح الشكل (١-٩) ترتيب ملء مستويات الطاقة الفرعية.



الشكل ١-٩ مخطّط يُوضح ترتيب ملء الأفلاك وصولًا إلى مستوى الطاقة الرئيسي، n = 4

سؤال

٦ أ. اذكر أنواع الأفلاك الثلاثة التي توجد في مستوى طاقة الكم الرئيسي الثالث.

ب. اذكر العدد الأقصى من الإلكترونات التي يمكن أن توجد في كل مستوى طاقة فرعي موجود في مستوى طاقة الكم الرئيسي الثالث.

١-٣ التوزيع الإلكتروني

- يمتلك الهيدروجين (H) إلكترونًا واحدًا. ويشغل هذا الإلكترون الفلك 1s، وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني للهيدروجين هو $1s^1$.
- يمتلك الهيليوم (He) إلكترونَين. ويمكن لكلا الإلكترونَين أن يستقرّا في الفلك 1s، الذي يمكنه كحدّ أقصى أن يستقبل إلكترونَين. وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني للهيليوم هو $1s^2$.
- يمتلك الليثيوم (Li) ثلاثة إلكترونات. وبما أن الفلك 1s لا يمكنه أن يستقبل أكثر من إلكترونَين، فإن الإلكترون الثالث يجب أن يشغل المستوى الفرعي الأول في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني ($n = 2$)، أي الفلك 2s. وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني للّيثيوم هو: $1s^2 2s^1$

تُضاف الإلكترونات واحدًا تلو الآخر في العناصر المتتالية، فتملأ كل مستوى طاقة فرعي وفقًا لازدياد الطاقة. كما يتضح في الجدول (١-٢) التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر في الجدول الدوري.

رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإكتروني
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

الجدول ١-٢ التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر في الجدول الدوري (التوزيع الكامل)

يحتوي الجدول (١-٣) على التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر التي تلي الأرغون (Ar). وفي هذا الجدول، تمّ تمثيل جزء من التوزيع الإلكتروني لكل عنصر بالترميز [Ar]. يمثّل هذا الترميز التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل [Ar]، فالتوزيع الإلكتروني للأرغون هو: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. ونستخدم هذه الطريقة لاختصار كتابة التوزيع الإلكتروني لذرّات تمتلك إلكترونات كثيرة باستخدام الغاز النبيل المناسب وفقًا لمواقع العناصر في الجدول الدوري.

رمز العنصر	العدد الذري	التوزيع الإلكتروني
K	19	$[Ar]4s^1$
Sc	21	$[Ar]4s^2\,3d^1$
Cr	24	$[Ar]4s^1\,3d^5$
Cu	29	$[Ar]4s^1\,3d^{10}$
Kr	36	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$

الجدول ١-٣ التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر بتمثيل عنصر الأرغون (التوزيع المختصر)

سؤال

(٧) اكتب التوزيع الإلكتروني للذرات التي لها الأعداد الذرية الآتية:

أ. 16

ب. 9

ج. 20

التوزيع الإلكتروني للبوتاسيوم

يمتلك البوتاسيوم (K) التوزيع الإلكتروني الآتي: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$. نلاحظ أن الإلكترون الخارجي يشغل مستوى الطاقة الفرعي 4s بدلًا من مستوى الطاقة الفرعي 3d لأن 4s يقع أسفل 3d حيث يمتلك طاقة أقل من 3d.

ملء مستوى الطاقة الفرعي 3d

بعد عنصر الكالسيوم (Ca)، يبدأ ملء مستوى طاقة فرعي جديد. فيشغل الإلكترون التالي مستوى الطاقة الفرعي 3d بدلًا من مستوى الطاقة الفرعي 4p، كما في التوزيع الإلكتروني للسكانديوم (Sc) $[Ar]\ 4s^23d^1$؛ وذلك لأن الإلكترونات تشغل الأفلاك ذات الطاقة الأقل، إذ يقع مستوى الطاقة الفرعي 3d أعلى من مستوى الطاقة الفرعي 4s. وهكذا يبدأ نمط ملء مستوى الطاقة الفرعي 3d الذي ينتهي بعنصر الخارصين (Zn)، الذي يمتلك التوزيع الإلكتروني: $[Ar]\ 4s^23d^{10}$

الكروم والنحاس

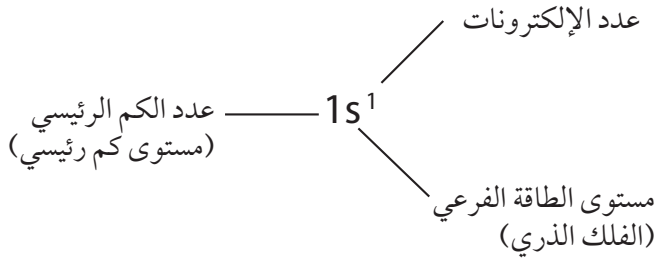
لا تتبع بعض العناصر النمط المتوقع للتوزيع الإلكتروني، فمثلًا التوزيع الإلكتروني للكروم (Cr) هو: $[Ar]\ 4s^13d^5$ بدلًا من المتوقّع له: $[Ar]\ 4s^23d^4$، كما أن التوزيع الإلكتروني للنحاس (Cu) هو: $[Ar]\ 4s^13d^{10}$ بدلًا من المتوقّع له: $[Ar]\ 4s^23d^9$. وذلك لأن ترتيب توزيع الإلكترونات في أفلاك نصف ممتلئة أو ممتلئة يكون أكثر استقرارًا من حيث الطاقة كما في $4s^13d^5$ و $4s^13d^{10}$.

من الغاليوم (Ga) إلى الكريبتون (Kr)

تُضاف الإلكترونات بعد ذلك إلى مستوى الطاقة الفرعي 4p لأنه مستوى الطاقة الفرعي الأعلى التالي بعد مستوى الطاقة الفرعي 3d.

التوزيع الإلكتروني والجدول الدوري

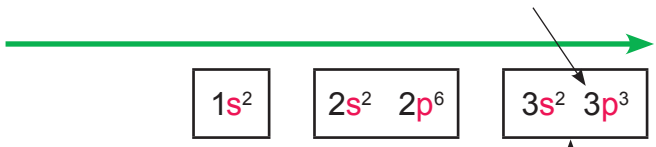
يتضمن التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين، الموضح أدناه، معلومات عن عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الفرعي s.



يمكن استنتاج موقع العنصر في الجدول الدوري استنادًا إلى توزيعه الإلكتروني. فعلى سبيل المثال:

المثال الأول ١:

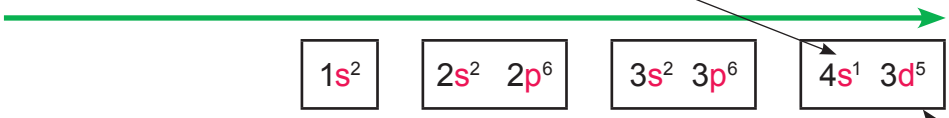
هذا هو مستوى الطاقة الرئيسي الأعلى؛ يمثل رقم الدورة
العنصر موجود في الدورة الثالثة (3)



يوجد إلكترونان في مستوى الطاقة الفرعي 3s وثلاثة إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي 3p؛ يمتلك هذا العنصر خمسة إلكترونات في مستوى طاقته الرئيسي الخارجي، وبالتالي ينتمي إلى المجموعة (V)؛ والعنصر هو الفوسفور (P).

المثال الثاني ٢:

هذا هو مستوى الطاقة الرئيسي الأعلى؛
العنصر موجود في الدورة الرابعة (4)



يوجد إلكترون واحد في مستوى الطاقة الفرعي 4s وخمسة إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي 3d (تذكّر أن مستوى الطاقة الفرعي 4s يمتلك طاقة أقل من مستوى الطاقة الفرعي 3d). يمتلك هذا العنصر ستة إلكترونات في مستويات طاقته الفرعية الخارجية، وبالتالي ينتمي إلى المجموعة 6؛ والعنصر هو الكروم (Cr).

سؤال

٨ اكتب التوزيع الإلكتروني الكامل والمختصر للعناصر الآتية:

أ. الفناديوم (V) (Z = 23)

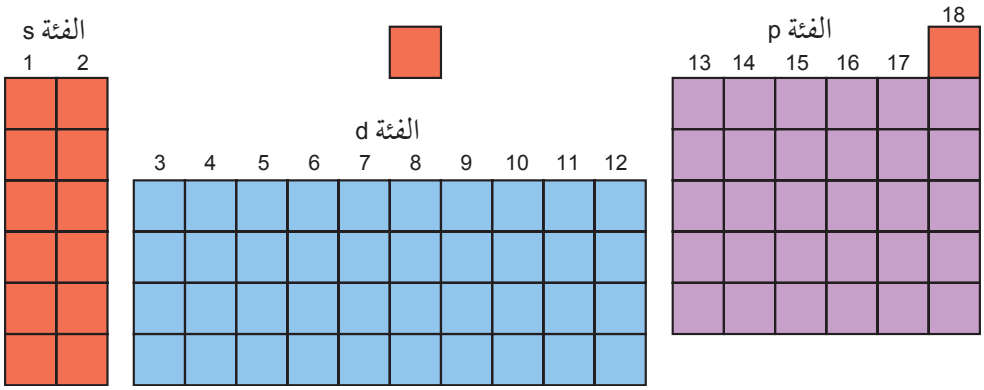
ب. النحاس (Cu) (Z = 29)

ج. السيلينيوم (Se) (Z = 34)

المستويات الفرعية والجدول الدوري

يعكس ترتيب العناصر في الجدول الدوري التوزيع الإلكتروني للعناصر. ويمكن تقسيم الجدول الدوري إلى فئات (blocks) من العناصر (الشكل ١-١٠).

- تمتلك العناصر الموجودة في المجموعتَين (I) و (II) إلكترونات خارجية في مستوى الطاقة الفرعي s. وهي لذلك تسمّى معًا عناصر الفئة s (s block).
- تمتلك العناصر الموجودة في المجموعات من 13 إلى 18 (III إلى VIII، باستثناء He) إلكترونات خارجية توجد في مستوى الطاقة الفرعي p. وهي لذلك تسمّى معًا عناصر الفئة p (p block).
- تسمّى العناصر الناتجة من إضافة إلكترونات إلى مستوى الطاقة الفرعي d عناصر الفئة d (d block). ومعظم هذه العناصر هي عناصر انتقالية.



الشكل ١-١٠ بعض فئات العناصر في الجدول الدوري

سؤال

(٩) أ. يمتلك أحد العناصر التوزيع الإلكتروني الآتي:

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

١. إلى أية فئة في الجدول الدوري ينتمي هذا العنصر؟

٢. ما المجموعة والدورة اللتَين ينتمي إليهما هذا العنصر؟

٣. حدد اسم هذا العنصر ورمزه بالاستعانة بالجدول الدوري.

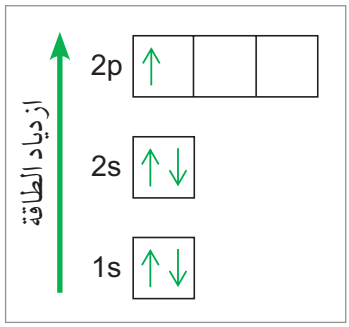
ب. اذكر فئة الجدول الدوري التي ينتمي إليها العنصر ذو التوزيع الإلكتروني الآتي:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

ملء الأفلاك الذرية

إحدى الطرائق المفيدة لتمثيل التوزيع الإلكتروني هي عبارة عن مخطّط يضع الإلكترونات داخل مربعات (الشكل ١-١١) حيث:

- يمثّل كل مربع فلكًا ذرّيًا.
- يتم ترتيب المربعات (الأفلاك) وفقًا لازدياد الطاقة من الأسفل إلى الأعلى.
- يتمّ تمثيل الإلكترون الواحد بسهم.



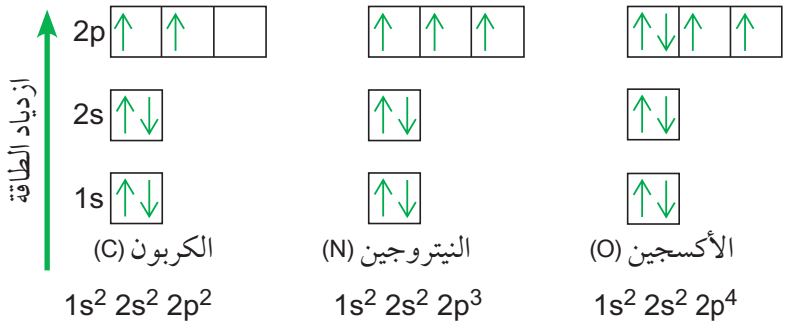
الشكل ١-١١ التوزيع الإلكتروني في المربعات لعنصر البورون (B)

- يمثّل اتجاه السهم الدوران المغزلي للإلكترون؛ فتخيل أن الإلكترون يدور حول محوره باتجاه عقارب الساعة أو بعكس عقارب الساعة.
- عند وجود إلكترونَين في فلك واحد، سيكون دوران الإلكترونَين متعاكسًا، وبالتالي سيظهر السهمان في المربع في اتجاهَين متعاكسَين.

تتنافر الإلكترونات التي توجد في المنطقة نفسها من الفضاء الذرّي؛ لأنها تمتلك الشحنة نفسها. ويسمّى هذا السلوك **تنافر زوج الإلكترونات المغزلي Spin-pair repulsion**. وحيثما يكون ذلك ممكنًا، ستشغل الإلكترونات أفلاكًا منفصلة في مستوى الطاقة الفرعي نفسه، وذلك لتقليل هذا التنافر، لذا، تدور (تغزل) هذه الإلكترونات في الاتجاه نفسه. وتتزاوج الإلكترونات فقط عندما لا يتوافر المزيد من الأفلاك الفارغة ضمن مستوى الطاقة الفرعي. وعندها يكون دوران الإلكترونات في اتجاهَين متعاكسَين لتقليل التنافر؛ ويكون التنافر بين أزواج الإلكترونات أكبر من التنافر بين الإلكترونات المنفردة في أفلاك منفصلة. لذا تذهب الإلكترونات الموجودة في أفلاك p و d إلى أفلاك منفصلة قبل أن تبدأ بتكوين أزواج إلكترونية. ويوضح الشكل (١-١٢) التوزيع الإلكتروني في المربعات لكل من الكربون، والنيتروجين، والأكسجين.

مصطلحات علمية

تنافر زوج الإلكترونات المغزلي Spin-pair repulsion: يتنافر الإلكترونان المتزاوجان عند وجودهما في الفلك نفسه فإنهما يدوران حول محورَيهما في اتجاهَين متعاكسَين لتقليل التنافر بينهما.



الشكل ١-١٢ التوزيع الإلكتروني في المربعات لبعض العناصر

الجذور الحرة

الجذر الحر Free radical هو جسيم يحتوي على إلكترون واحد أو أكثر من الإلكترونات غير المتزاوجة. ومثال على ذلك ذرة الكلور (Cl) التي يمكن أن تتحول إلى جذر حر عند توافر الظروف المناسبة حيث يكون توزيعها الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. ففي أفلاك 3p يوجد فلكان يحتويان على إلكترونات متزاوجة، أما الفلك الثالث المتبقي فيحتوي على إلكترون واحد حر، حيث يظهر الإلكترون في الجذر الحر على هيئة نقطة "•" كالآتي (Cl•). ويمكن لمجموعات من الذرات أن تكوّن جذورًا حرة، مثل الجذر الحر (H_3C•) الذي يمتلك ذرة كربون تحتوي على إلكترون واحد حر.

مصطلحات علمية

الجذر الحرّ Free radical: هو جسيم يحتوي على إلكترون واحد أو أكثر من الإلكترونات غير المتزاوجة.

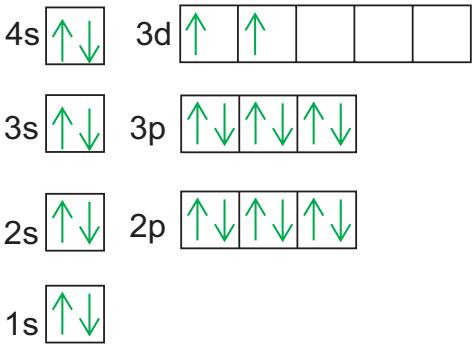
التوزيع الإلكتروني للأيونات

تتكوّن الأيونات الموجبة عندما تفقد الذرّات إلكترونًا أو أكثر. فعلى سبيل المثال: يمتلك أيون الصوديوم، (Na^+)، التوزيع الإلكتروني: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. لاحظ أن هذا التوزيع هو التوزيع الإلكتروني نفسه لذرّة النيون (Ne).

وتتكوّن الأيونات السالبة عندما تكتسب الذرّات إلكترونات. فعلى سبيل المثال، يمتلك أيون الكبريتيد، (S^{2-})، التوزيع الإلكتروني: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$، وهو التوزيع الإلكتروني نفسه لذرّة الأرغون (Ar).

لاحظ، بشكل عام، أن الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الفرعي الخارجي هي التي تُنزع عندما تكوّن ذرّات الفلزات أيوناتها الموجبة. ولكن عناصر الفئة d تتصرّف بشكل مختلف قليلًا. فعند الانتقال عبر الجدول الدوري من البوتاسيوم (K) إلى الخارصين (Zn)، نلاحظ أنه يتمّ ملء مستوى الطاقة الفرعي 4s قبل مستوى الطاقة الفرعي 3d. ولكن عندما تفقد عناصر الفئة d الإلكترونات لتكوين أيونات، يتمّ نزع إلكترونات 4s أولًا.

على سبيل المثال:

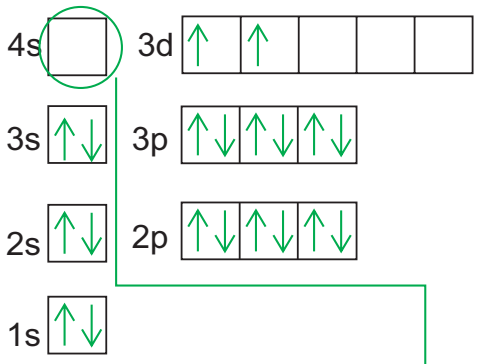


$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

ذرة التيتانيوم Ti

2 + 2 + 6 + 2 + 6 +2 + 2

= 22 إلكترونًا



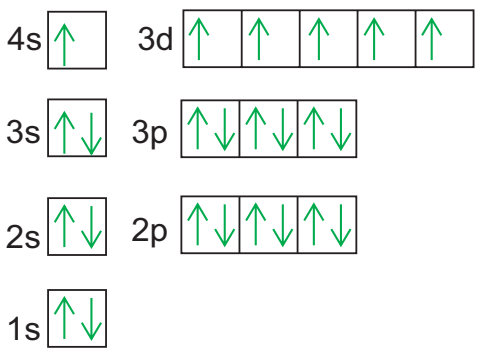
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \cancel{4s^2}\ 3d^2$

الإلكترونان اللذان خسرتهما ذرة التيتانيوم

أيون التيتانيوم Ti^{2+}

2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2

= 20 إلكترونًا

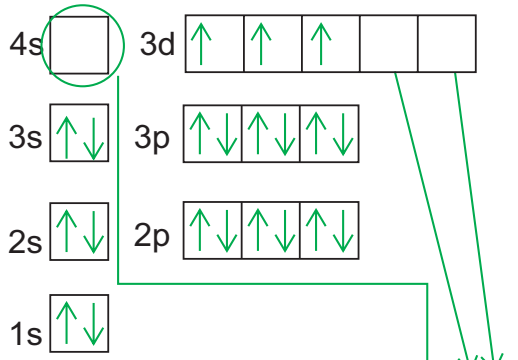


$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$

ذرة الكروم Cr

2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 1 + 5

= 24 إلكترونًا



$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^3\ \cancel{4s^1\ 3d^2}$

الإلكترونات الثلاثة التي خسرتها ذرة الكروم

أيون الكروم Cr^{3+}

2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 3

= 21 إلكترونًا

مثال

٢. استنتج التوزيع الإلكتروني لأيون الحديد (Fe^{3+}).

الحلّ:

الخطوة ١: استنتج عدد الإلكترونات الموجودة في ذرّة حديد (عدد بروتونات الحديد المبينة في الجدول الدوري) = 26

الخطوة ٢: استنتج التوزيع الإلكتروني لذرّة الحديد عبر إضافة الإلكترونات إلى الأفلاك بالترتيب، وتذكّر أن تملأ 4s قبل 3d.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

الخطوة ٣: بالنسبة إلى الأيون الذي يحمل شحنة مقدارها 3+، نزيل ثلاثة إلكترونات من الذرّة المتعادلة.

- يُزال إلكترونا الفلك 4s أولًا:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$

- بعد ذلك يُزال إلكترون واحد من الفلك 3d:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

- بالتالي يكون التوزيع الإلكتروني لأيون الحديد Fe^{3+}.

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

سؤال

(١٠) اكتب التوزيع الإلكتروني للأيونات الآتية:

أ. (Al^{3+}) (Z = 13)

ب. (O^{2-}) (Z = 8)

ج. (Fe^{2+}) (Z = 26)

د. (Cu^{2+}) (Z = 29)

هـ. (Cu^{+}) (Z = 29)

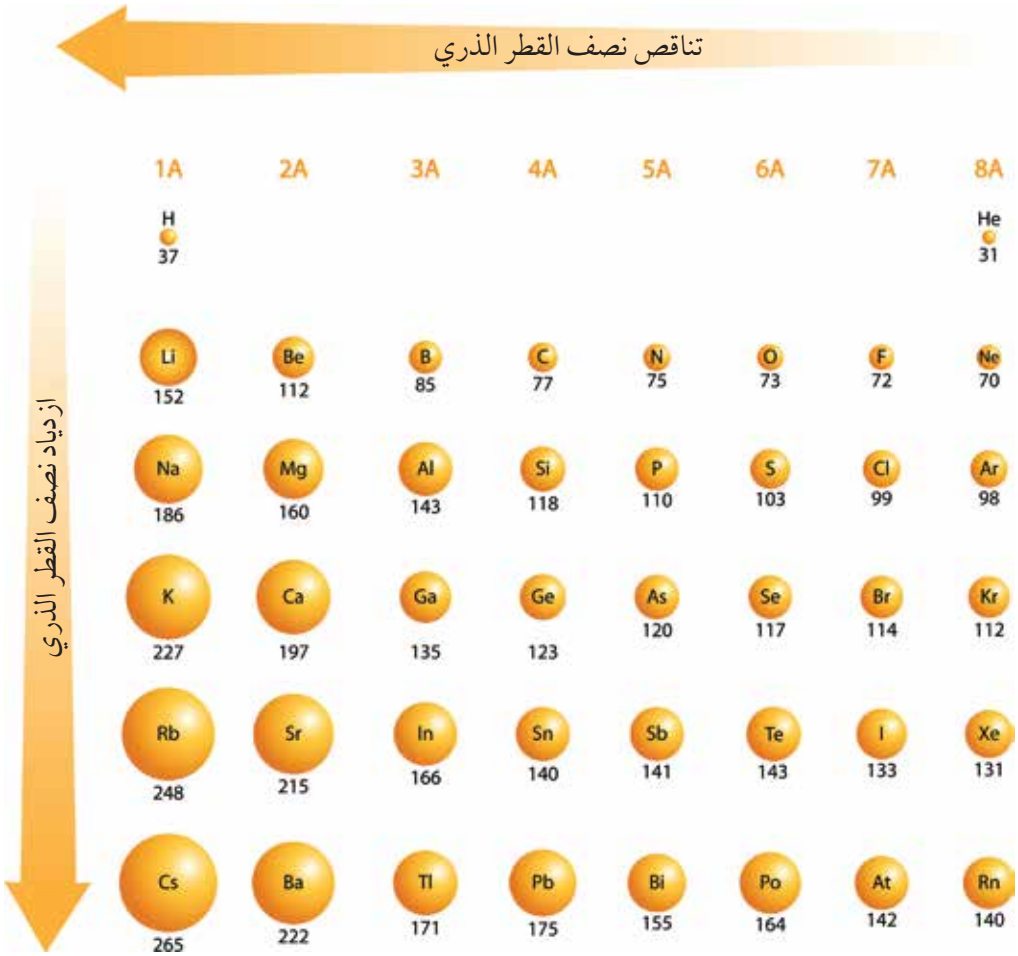
٤-١ تدرج الخصائص ودوريتها في الجدول الدوري

نصف القطر الذري

يعرّف **نصف القطر الذري التساهمي** **Atomic radius** بأنه نصف المسافة بين مركزَي نواتَي ذرتَين متماثلتَين مترابطتَين معًا تساهميًا، ويتم قياس المسافة بين الذرات بوحدة البيكومتر (pm)، $1\ pm = 1 \times 10^{-12}\ m$.

يزداد نصف القطر الذرّي عند الانتقال في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل، حيث يمتلك كل عنصر تالٍ مستوى طاقة رئيسيًا جديدًا، يكون أبعد عن النواة. وعلى الرغم من أن هنالك ازديادًا في **الشحنة النووية** **Nuclear charge** عند الانتقال إلى الأسفل في المجموعة، إلّا أن ازدياد تأثير **حجب** **Shielding** إلكترونات مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية على إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي يكون أكثر فاعلية.

يقلّ نصف القطر الذرّي عند الانتقال عبر الدورة من اليسار إلى اليمين، لأن عدد البروتونات يزداد بمقدار واحد لكل عنصر تالٍ. وبالتالي تزداد الشحنة النووية. كذلك يزداد عدد الإلكترونات بمقدار واحد، إلّا أن هذا الإلكترون الإضافي يوجد في مستوى الطاقة الرئيسي (الخارجي) نفسه. وهذا يعني أن تأثير حجب الإلكترونات لن يزداد بشكل ملحوظ. وكلما ازدادت قوة جذب الشحنة النووية لإلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي فإنها ستجذبها لتكون أقرب إلى النواة (الشكل ١-١٣) فيقل نصف القطر الذري تدريجيًا مع زيادة عدد الإلكترونات في المستوى ذاته.



الشكل ١-١٣ التدرج في قيم أنصاف الأقطار الذرية لبعض عناصر الجدول الدوري

مصطلحات علمية

نصف القطر الذري التساهمي Atomic radius: هو نصف المسافة بين نواتَي ذرّتَين متماثلتَين مترابطتَين معًا تساهميًا.

الشحنة النووية Nuclear charge: مقدار الشحنة الموجبة للنواة التي يخضع لها إلكترون معيّن داخل تلك الذرة أو الأيون.

الحجب Shielding: قدرة الإلكترونات الداخلية على تقليل تأثير الشحنة النووية على الإلكترونات الخارجية.

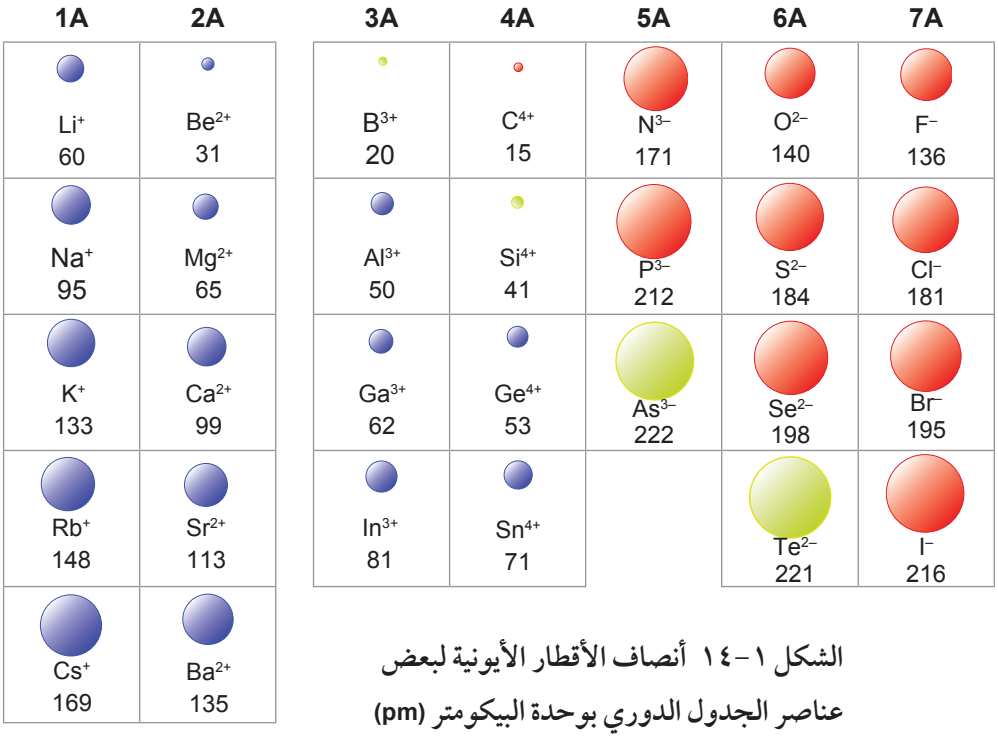
نصف القطر الأيوني

نصف القطر الأيوني Ionic radius هو نصف المسافة بين نواتَي أيونَين متجاورَين في بنية بلورية. يزداد نصف القطر الأيوني عند الانتقال في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل للأيونات التي تحمل الشحنة نفسها. ففي المجموعة الواحدة، يكون عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة من قبل أي عنصر هو نفسه. فعلى سبيل المثال، تكوّن عناصر المجموعة (II) أيونات تحمل شحنة مقدارها 2+، وتكوّن عناصر المجموعة 17 (VII) أيونات تحمل شحنة مقدارها 1-. وسبب ازدياد نصف القطر الأيوني مشابه لسبب ازدياد نصف القطر الذري. فعند الانتقال إلى الأسفل في المجموعة، يمتلك كل عنصر تالٍ مستوى طاقة رئيسيًا جديدًا يكون أبعد عن النواة. حيث إن تأثير حجب إلكترونات مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية على إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي يكون أكثر فاعلية من تأثير ازدياد الشحنة النووية.

يقلّ نصف القطر الأيوني عند الانتقال عبر الدورة من اليسار إلى اليمين للأيونات التي تحمل الشحنة نفسها. وهذا لأسباب مشابهة لتلك المتعلّقة بتناقص أنصاف الأقطار الذرّية عبر الدورة. إن ازدياد الشحنة النووية مع ازدياد العدد الذرّي، يجذب الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الإلكتروني الخارجي ويجعلها أقرب إلى النواة. وتكون الأيونات ذات الشحنات الموجبة أصغر من ذرّاتها الأصلية؛ لأنها فقدت (بعض أو كل) إلكترونات مستوى

مصطلحات علمية

نصف القطر الأيوني
Ionic radius:
هو نصف المسافة بين نواتَي أيونَين متجاورَين في بنية بلورية.



الشكل ١-١٤ أنصاف الأقطار الأيونية لبعض عناصر الجدول الدوري بوحدة البيكومتر (pm)

طاقتها الرئيسي الخارجي. ويكون التغيّر بشكل عام أكبر من التغيّر في نصف القطر الذرّي؛ وذلك بسبب ازدياد الشحنة عندما ننتقل من المجموعة (I) إلى المجموعة 14 (IV).

وتكون الأيونات ذات الشحنات السالبة في المجموعات 15 (V) إلى 17 (VII) أكبر من ذرّاتها الأصلية؛ لأن كل ذرّة تكون قد اكتسبت إلكترونًا واحدًا إضافيًا أو أكثر، وتمّ ضمّ هذه الإلكترونات إلى مستوى طاقتها الرئيسي الخارجي. وعند الانتقال عبر الدورة من المجموعة 15 (V) إلى 17 (VII)، يقلّ نصف القطر الأيوني. ويكون سبب التناقص في نصف القطر الأيوني مشابهًا لسبب التناقص في نصف القطر الذرّي.

سؤال

(١١) **أ.** لماذا تكون قيم أنصاف الأقطار الأيونية للأيونات السالبة الموجودة في الدورة الثالثة أكبر من قيم أنصاف الأقطار الأيونية للأيونات الموجبة في الدورة نفسها؟ اشرح إجابتك.

ب. وضّح من خلال تمثيل بياني، كيف يتغيّر نصف القطر الأيوني عبر الدورة الثالثة.

١-٥ طاقة التأين (IE)

استطاع العلماء أن يحسبوا كمية الطاقة اللازمة لتكوين أيون بنزع إلكترون أو أكثر من الذرة المفردة في الحالة الغازية. وتسمى هذه الطاقة المصاحبة لهذه العملية **بطاقة التأيّن Ionisation energy**. وعادة ما يتم نزع الإلكترونات من الذرة تدريجيًّا، أي واحدًا تلو الأخر. وتُقاس قيم طاقات التأين عند ظروف معيارية (قياسية)، بوحدة kJ/mol.

والطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من كل ذرة في مول واحد من ذرات العنصر في حالته الغازية لتكوين مول واحد من الأيونات الغازية ذات شحنة مقدارها +1 تسمى **طاقة التأين الأولى First ionisation energy (IE_1)**.

مهمّ

عندما تكتب معادلات طاقات تأيّن متتالية، يجب أن تعلم:

- إن الذرات والأيونات تكون في الحالة الغازية.
- إن الشحنة التي يحملها الأيون الموجود عند الطرف الأيمن من المعادلة تمثّل رقم طاقة التأيّن (الأولى، الثانية، الثالثة، وهكذا).

ومثال على ذلك معادلات طاقات التأين لذرة الكالسيوم:

فطاقة التأيّن الأولى تساوي:

$$Ca(g) \longrightarrow Ca^{+}(g) + e^{-} \qquad IE_1 = 590\ kJ/mol$$

وإذا تم نزع إلكترون ثان من كل أيون موجود في مول واحد من الأيونات الغازية ذات الشحنة 1+، تسمى الطاقة بطاقة التأيّن الثانية (IE_2). ففي الكالسيوم مرة أخرى:

طاقة التأيّن الثانية تساوي:

$$Ca^{+}(g) \longrightarrow Ca^{2+}(g) + e^{-} \qquad IE_2 = 1150\ kJ/mol$$

وإذا تم نزع إلكترون ثالث من كل أيون موجود في مول واحد من الأيونات الغازية ذات الشحنة 2+، تسمى الطاقة بطاقة التأيّن الثالثة (IE_3). ففي الكالسيوم مرة أخرى:

طاقة التأيّن الثالثة تساوي:

$$Ca^{2+}(g) \longrightarrow Ca^{3+}(g) + e^{-} \qquad IE_3 = 4940\ kJ/mol$$

ويمكننا الاستمرار في نزع الإلكترونات من الذرة إلى أن تبقى النواة فقط. ونسمي تسلسل طاقات التأيّن هذا **طاقات التأيّن المتتالية Successive ionisation energies**.

مصطلحات علمية

طاقة التأين Ionisation energy: الطاقة اللازمة لنزع مول واحد (أو أكثر) من الإلكترونات من مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية لتكوين مول واحد من الأيونات الغازية الموجبة.

طاقة التأيّن الأولى First ionisation energy (IE_1): الطاقة اللازمة لنزع مول واحد من الإلكترونات من مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية لتكوين مول واحد من الأيونات الغازية التي تحمل شحنة موجبة واحدة.

طاقات التأيّن المتتالية Successive ionisation energies: الطاقات اللازمة لنزع الإلكترونات الواحد تلو الأخر من كل ذرة في مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية.

العوامل المؤثرة على طاقة التأيّن

- **حجم الشحنة النووية**: كلما ازداد العدد الذري، ازدادت الشحنة النووية الموجبة داخل النواة؛ وكلما كانت الشحنة الموجبة أكبر، كانت قوة الجذب بين النواة والإلكترونات أكبر. لذا يلزم طاقة أكبر للتغلّب على قوى الجذب هذه ليتم نزع إلكترون من ذرة ما. وبشكل عام، تزداد طاقة التأيّن مع ازدياد عدد البروتونات.
- **بُعد الإلكترونات الخارجية عن النواة**: تضعف قوة جذب النواة للإلكترونات عندما تزداد المسافة بينهما. لذا، فإن الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية الأبعد عن النواة تكون أقل انجذابًا إليها من الإلكترونات الأقرب إلى النواة. وبشكل عام، تقل طاقة التأين كلما كانت الإلكترونات أبعد عن النواة.
- **تأثير الحجب من الإلكترونات الداخلية**: بما أن الإلكترونات لذرة ما جميعها ذات شحنة سالبة، فإنها تتنافر بعضها مع بعض. وتتنافر الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية الممتلئة مع الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية الخارجية. كما أن مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية الممتلئة بالإلكترونات تمنع الإلكترونات الخارجية من التأثر بالشحنة النووية الكلية (أي تحجبها عن التأثر بالشحنة النووية). وبالتالي، كلما

كان حجب الإلكترونات الخارجية من قبل مستويات طاقة الإلكترونات الداخلية أكبر، كانت قوى الجذب بين النواة والإلكترونات الخارجية أضعف. وعليه، تقل طاقة التأيّن كلما زاد تأثير الحجب من الإلكترونات الداخلية.

- **تنافر زوج الإلكترونات المغزلي:** تتنافر الإلكترونات الموجودة في الفلك الذري نفسه في مستوى طاقة فرعي فيما بينها بشكل أكبر من الإلكترونات المنفردة والموجودة في أفلاك ذرية منفصلة. فكلما وجد هذا التنافر؛ يسهل عملية نزع الإلكترون وبالتالي يقلل طاقة التأيّن.

تفسير طاقات التأيّن المتتالية

يوضح الجدول (١-٤) ما يلي:

رمز العنصر	طاقات التأين المتتالية										
	IE 1	IE 2	IE 3	IE 4	IE 5	IE 6	IE 7	IE 8	IE 9	IE 10	IE 11
H	1310										
He	2370	5250									
Li	519	7300	11800								
Be	900	1760	14850	21000							
B	799	2420	3660	25000	32800						
C	1090	2350	4620	6220	37800	47300					
N	1400	2860	4580	7480	9450	53300	64400				
O	1310	3390	5320	7450	11000	13300	71300	84100			
F	1680	3370	6040	8410	11000	15200	17900	92000	106000		
Ne	2080	3950	6150	9290	12200	15200	20000	23000	117000	131400	
Na	494	4560	6940	9540	13400	16600	20100	25500	28900	141000	158700

الجدول ١-٤ قيم طاقات التأيّن المتتالية للعناصر ال 11 الأولى في الجدول الدوري (وحدة القياس: kJ/mol)

- تزداد قيم طاقات التأيّن المتتالية لكل عنصر. والسبب في ذلك هو أن محصلة الشحنة الموجبة على الأيون تصبح أكبر مع نزع كل إلكترون. فمع كل عملية نزع إلكترون ستكون هنالك قوى جذب أكبر بين البروتونات ذات الشحنة الموجبة في النواة من جهة، والإلكترونات المتبقية ذات الشحنة السالبة من جهة ثانية. لذا، ستكون هنالك حاجة إلى مزيد من الطاقة للتغلب على قوى الجذب هذه.
- يوجد فرق كبير بين بعض قيم طاقات التأيّن المتتالية. ففي النيتروجين مثلًا، يظهر هذا الفرق بين طاقتَي التأيّن الخامسة والسادسة. وتشير التغيّرات الكبيرة في طاقات التأين هذه إلى أنه تم نزع الإلكترون من مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة.

فعلى سبيل المثال، بالنسبة إلى طاقة التأيّن الخامسة للنيتروجين (N)، الإلكترون الذي تم نزعه كان موجودًا في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني. أما بالنسبة إلى طاقة التأيّن السادسة للنيتروجين، فقد تم نزع الإلكترون من مستوى الطاقة الرئيسي الأول.

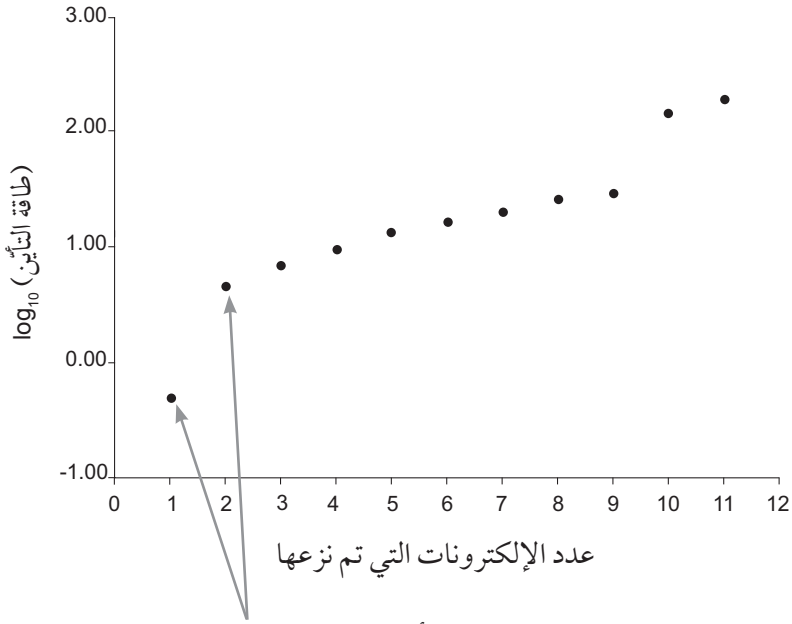
سؤال

(١٢) أ. اكتب المعادلات التي تصف ما يلي:

١. طاقة التأيّن الأولى للكالسيوم (Ca)
٢. طاقة التأيّن الثالثة للبوتاسيوم (K)
٣. طاقة التأيّن الثانية لليثيوم (Li)
٤. طاقة التأيّن الخامسة للكبريت (S)

ب. تبلغ قيم طاقتَي التأيّن الثانية والثالثة للنيتروجين (N)، على التوالي: 2860 kJ/mol و 4580 kJ/mol. اشرح سبب كون قيمة طاقة التأيّن الثالثة أكبر.

يُوضح الشكل (١-١٥) تمثيلًا بيانيًا لقيم طاقات تأيّن متتالية للصوديوم مقابل عدد الإلكترونات التي تم نزعها. وبهدف تبسيط التمثيل البياني، تم استخدام المقياس اللوغاريتمي العشري ($\log_{10}$)، لأن قيم طاقات التأيّن المتتالية تمتلك مدى واسعًا. (مقياس اللوغاريتم العشري ليس مقياسًا خطيًا، الأمر الذي يجعل التعامل مع مدى كبير من القيم أكثر سهولة وهذا المقياس ليس له وحدة قياس).



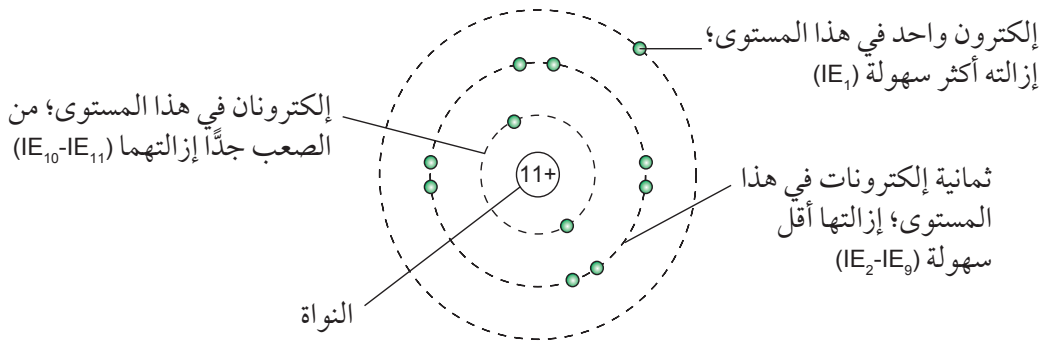
الشكل ١-١٥ يوضح التمثيل البياني طاقات التأيّن المتتالية للصوديوم

نستنتج من الشكل (١-١٥) ما يلي:

- تكون طاقة التأين الأولى منخفضة مقارنة ببقية الطاقات. فعملية نزع الإلكترون الأول من الذرة تكون أكثر سهولة، لأن الإلكترون بعيد جدًا عن النواة، ومحجوب بشكل كامل عن الشحنة النووية من قبل مستويات الطاقة الرئيسية للإلكترونات الداخلية.
- تبدو عملية نزع الإلكترون الثاني أصعب بكثير من نزع الإلكترون الأول. فهنالك قفزة كبيرة في قيمة طاقة التأين؛ ويبيّن هذا، أن الإلكترون الثاني موجود في مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة من الإلكترون الأول. وتشير قيم طاقتَي التأيّن الأولى والثانية إلى أن الصوديوم (Na) يمتلك إلكترونًا واحدًا في مستوى طاقته الخارجي.

- من الإلكترون الثاني إلى التاسع، أي الإلكترونات الثمانية المتتالية التي تم نزعها، نلاحظ حدوث تغيّر تدريجي فقط في طاقات التأيّن المتتالية. ويدل هذا على أن الإلكترونات الثمانية جميعها موجودة في مستوى الطاقة الرئيسي نفسه.
- عند نزع الإلكترونَين العاشر والحادي عشر يلزمهما طاقتَي تأيّن مرتفعتَين، مقارنة ببقية الطاقات. وهذا يعني أنهما قريبان جدًّا من النواة، الأمر الذي يعني أن هنالك قوى جذب كبيرة جدًّا بين النواة وهذَين الإلكترونَين، ولا توجد إلكترونات داخلية تحجب النواة عنهما. ويؤكد الازدياد الكبير في طاقة التأيّن بين الإلكترونَين التاسع والعاشر أن الإلكترون العاشر موجود في مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة من الإلكترون التاسع.

يُوضح الشكل (١-١٦) تتالي عملية نزع الإلكترونات (طاقات التأين المتتالية):



الشكل ١-١٦ استنتاج ترتيب الإلكترونات في ذرة الصوديوم من قيم طاقات التأيّن المتتالية

مثال

٣. من خلال قيم طاقات التأين المتتالية (IE)، للعنصر X الموضحة في الجدول أدناه.
إلى أيّة مجموعة في الجدول الدوري ينتمي هذا العنصر؟

الحلّ:

الخطوة ١: ملاحظة الفرق الكبير في قيم طاقات التأين. يحدث هذا الفرق بين نزع الإلكترونَين السادس والسابع.

الخطوة ٢: من بين العددَين السابقَين (6 و 7) خذ العدد الأقل (وهذا يمثل عدد الإلكترونات التي يمكن إزالتها بسهولة نسبيًا). هذا العدد هو عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي للعنصر X. وفي هذه الحالة العدد هو 6.

الخطوة ٣: من خلال علاقة عدد إلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي برقم المجموعة. عليه يكون العنصر X في المجموعة 16 (VI) من الجدول الدوري.

عدد الإلكترونات التي تم نزعها	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
طاقة التأيّن (kJ/mol)	1000	2260	3390	4540	7010	8500	27100	31670	36580	43140

ويمكن باستخدام قيم طاقات التأيّن المتتالية:

- توقع التوزيع الإلكتروني البسيط للعناصر.
- معرفة عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي لعنصر ما، ومن ثمّ استنتاج المجموعة التي ينتمي إليها العنصر.

أسئلة

(١٣) أ. يوضّح الجدول أدناه قيم طاقات التأيّن المتتالية للبورون (B).

عدد الإلكترونات التي تم نزعها	الأول	الثاني	الثالث	الرابع	الخامس
طاقة التأيّن (kJ/mol)	799	2420	3660	25000	32800

١. لماذا يوجد فرق كبير بين قيمتَي طاقتَي التأيّن الثالثة والرابعة؟

٢. اشرح كيف تؤكد هذه القيم بأن التوزيع الإلكتروني للبورون هو: (2، 3).

ب. استخدم بيانات الجدول المقابل والتي تمثل عنصر الألومنيوم (Al) (Z = 13)، لإنشاء تمثيل بياني لقيم اللوغاريتم العشري لطاقات التأين المتتالية ($\log_{10}$، المحور الصادي) مقابل عدد الإلكترونات التي تم نزعها (المحور السيني).

عدد الإلكترونات التي تم نزعها	طاقة التأيّن (kJ/mol)	$\log_{10}$ (طاقة التأيّن)
الأول	578	2.76
الثاني	1817	3.26
الثالث	2745	3.44
الرابع	11578	4.06
الخامس	14831	4.17
السادس	18378	4.26
السابع	23296	4.37
الثامن	27460	4.44
التاسع	31862	4.50
العاشر	38458	4.58
الحادي عشر	42655	4.63
الثاني عشر	201276	5.30
الثالث عشر	222313	5.35

(١٤) أ. فيما يلي قيم طاقات التأيُّن الستّ الأولى لعنصر ما: 1090، و 2350، و 4610، و 6220، و 37800، و 47300، kJ/mol.

إلى أية مجموعة في الجدول الدوري ينتمي هذا العنصر؟ اشرح إجابتك.

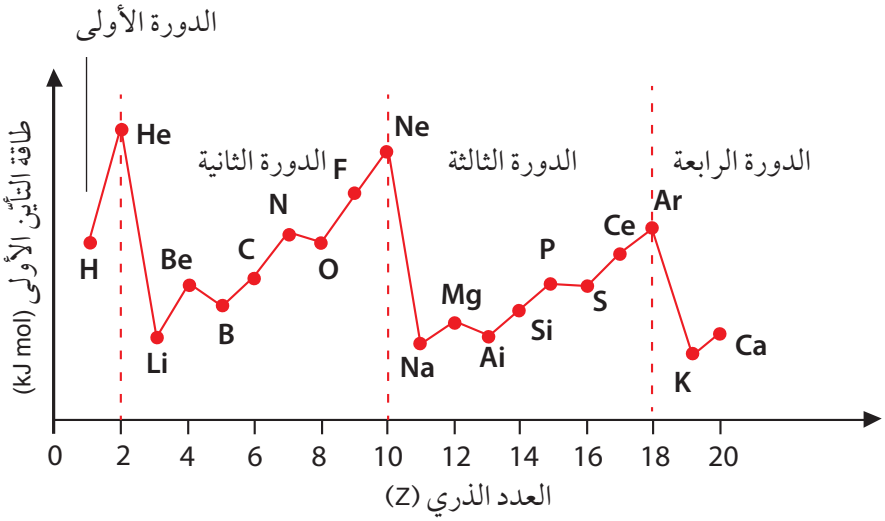
ب. ارسم تمثيلاً بيانيًّا يُظهر قيم $\log_{10}$ لطاقات التأين الأربع الأولى المتتالية، لعنصر من المجموعة (II).

التدرج عبر الدورة الواحدة

يوضح الشكل (١-١٧) كيف تتغير قيمة طاقة التأيّن الأولى (IE_1)، عبر الدورات الثلاث الأولى في الجدول الدوري.

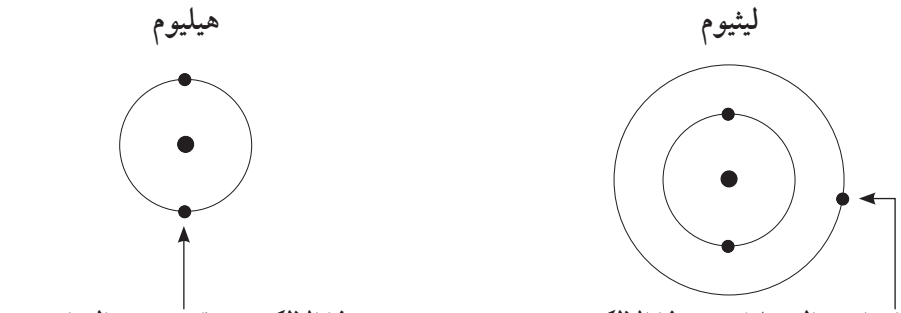
١. تزداد قيمة طاقة التأيّن الأولى (IE_1)، عبر دورة ما في الجدول الدوري من اليسار إلى اليمين. للأسباب الآتية:

- زيادة عدد الإلكترونات الخارجية في مستوى الطاقة نفسه.
- ازدياد الشحنة النووية بزيادة العدد الذري.
- بقاء الحجب من قبل إلكترونات مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية ثابتًا تقريبًا.



الشكل ١-١٧ طاقات التأين الأولى لعناصر الدورات الأولى والثانية والثالثة ولعنصرَين من الدورة الرابعة

٢. يوجد انخفاض سريع في قيمة طاقة التأيّن الأولى بين العنصر الأخير في دورة ما، والعنصر الأول في الدورة التي تليها. فمثلًا، تكون قيمة طاقة التأيّن الأولى (IE_1)، لليثيوم (Li) أصغر بكثير من قيمة طاقة التأيّن الأولى (IE_1)، للهيليوم (He). يمتلك الهيليوم إلكترونَين، وهما موجودان في مستوى الطاقة الرئيسي الأول؛ أما الليثيوم فيمتلك ثلاثة إلكترونات، ويكون الإلكترون الثالث في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني الذي يكون أبعد عن النواة، فتقل بالتالي قوة جذب النواة للإلكترونات الخارجية، ويزداد حجب إلكترونات مستويات الطاقة الداخلية الأمر الذي يقلل من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الفلك 2s في الليثيوم (Li).

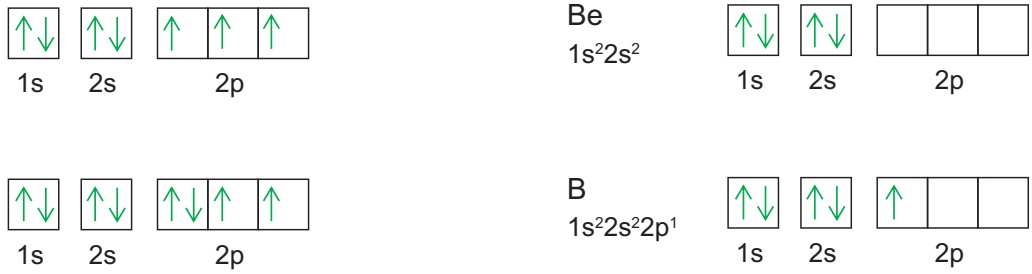


الشكل ١-١٨ تأثير حجب مستويات الطاقة الداخلية على قيمة طاقة التأيّن الأولى

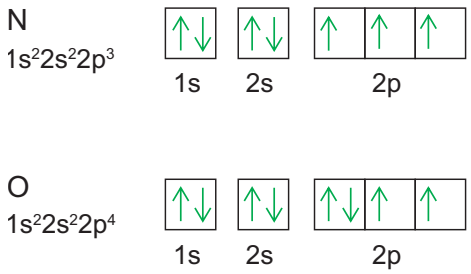
٣. يوجد انخفاض طفيف في قيمة طاقة التأيّن الأولى (IE_1)، بين البريليوم (Be) والبورون (B). حيث يمتلك البريليوم التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2$، ويمتلك البورون التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^1$، الذي يوضح أن للبورون إلكترونًا إضافيًا في المستوى الفرعي 2p الأبعد نسبيًا عن النواة (الشكل ١-١٩)؛ أما البريليوم فلديه إلكترونا تكافؤ في المستوى الفرعي 2s الممتلئ بالإلكترونات، الأمر الذي يعطي العنصر استقرارًا أكثر. لهذا، فإنّ ازدياد الحجب من قبل الإلكترونات الموجودة في المستويَين الفرعيَين 1s و2s يقلل الجذب بالنسبة إلى الإلكترون الموجود في المستوى الفرعي 2p.

٤. يوجد انخفاض طفيف في قيمة طاقة التأيّن الأولى (IE_1)، بين النيتروجين والأكسجين. حيث يمتلك الأكسجين طاقة تأين أولى أقل من النيتروجين، وذلك بسبب الكيفية التي ترتبت بها الإلكترونات الخارجية في أفلاك 2p. فالإلكترون الإضافي الموجود في الأكسجين يقترن بالإلكترون المفرد الموجود في فلك 2p الأول ليشكل زوجًا مغزليًا متنافرًا (الشكل ١-٢٠)، وهذا التنافر يقلل من الطاقة اللازمة لنزع الإلكترون من الأكسجين، بينما يمتلك النيتروجين إلكترونات مفردة في الفلك 2p والتي تكون أكثر استقرارًا.

يتكرر هذا التدرج نفسه عبر الدورة الثالثة، إلّا أنه يتغيّر في الدورة الرابعة.



الشكل ١-١٩ التوزيع الإلكتروني للعنصرين: البورون والبريليوم



الشكل ١-٢٠ التوزيع الإلكتروني للعنصرَين: النيتروجين والأكسجين

التدرج عبر المجموعة

تتناقص قيم طاقة التأيّن الأولى عند الانتقال من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة الواحدة. فعلى سبيل المثال، بالنسبة إلى المجموعة الأولى، نستنتج من الجدول (١-٥) ما يلي:

رمز العنصر	Li	Na	K	Rb
طاقة التأين الأولى (kJ/mol)	519	494	418	403

الجدول ١-٥ قيم طاقة التأيّن الأولى للعناصر الأربعة الأولى في المجموعة (I)

- يزداد عدد مستويات الطاقة الرئيسية كلما اتجهنا من الأعلى إلى الأسفل في المجموعة، الأمر الذي يجعل المسافة بين الإلكترونات الخارجية والنواة تزيد، فتقل قوة جذب النواة لها.
- يزداد تأثير حجب إلكترونات مستويات الطاقة الرئيسية الداخلية الممتلئة على الإلكترونات الخارجية فتقل قوة جذب النواة لها.

أسئلة

(١٥) **أ.** في ما يلي قيم طاقات التأيّن الأولى لأربعة عناصر متتالية في الجدول الدوري:

العنصر	طاقة التأين (kJ/mol)
الصوديوم (Na)	494
الماغنيسيوم (Mg)	736
الألومنيوم (Al)	577
السيليكون (Si)	786

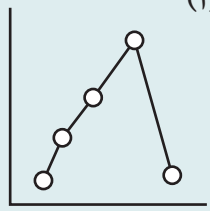
١. اشرح سبب ازدياد قيم طاقات التأين الأولى من الصوديوم (Na) إلى السيليكون (Si) بشكل عام.

٢. اشرح سبب امتلاك الألومنيوم (Al) قيمة طاقة تأين أولى أقل من الماغنيسيوم (Mg).

ب. فسر سبب امتلاك الفلور (F) طاقة تأين أولى أكبر من طاقة التأين الأولى لليود (I)، على الرغم من أن الفلور (F) يمتلك شحنة نووية أصغر. (علمًا أن طاقة التأيّن الأولى للفلور (F) 1680 kJ/mol)، وطاقة التأين الأولى لليود (1010 kJ/mol)).

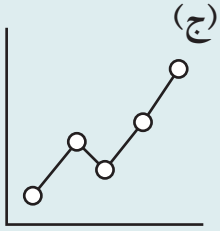
(١٦) أي من المخططات المبينة في الشكل أدناه يمكن أن يمثل رسمًا بيانيًا لقيم طاقات التأيّن الأولى لسلسلة من العناصر المتتالية في أعدادها الذرية، والتي تبدأ بعنصر من المجموعة 17 (V)؟

(أ)

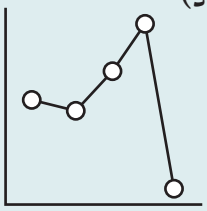


(ب)

(ج)



(د)



(١٧) يوضح الجدول الآتي قيم طاقات التأيّن الأولى وأنصاف الأقطار الذرّية للعناصر في الدورة الثانية من الجدول الدوري.

رمز العنصر	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
طاقة التأيّن الأولى (kJ/mol)	520	900	801	1086	1402	1314	1681	2081
نصف القطر الذرّي (pm)	152	112	85	77	75	73	72	70

أ. صف الاتجاه العام لتدرّج طاقة التأيّن الأولى عند الانتقال في الدورة الثانية من اليسار إلى اليمين واشرحه.

ب. صف، اتجاه تدرّج نصف القطر الذرّي عند الانتقال في الدورة الثانية من اليسار إلى اليمين واشرحه.

ج. ما العلاقة القائمة بين طاقة التأيّن الأولى ونصف القطر الذرّي عند الانتقال في دورة ما من اليسار إلى اليمين.

(١٨) يحتوي الكبريت (S) على بروتون واحد إضافي في نواته أكثر مما يحتوي الفوسفور (P). ولكن قيمة طاقة التأين الأولى للكبريت (S) أقلّ من قيمة طاقة التأين الأولى للفوسفور (P). فسر ذلك من حيث التنافر بين الإلكترونات.

ملخّص

تتكوّن الذرّة من بروتونات ذات شحنة موجبة ونيوترونات متعادلة الشحنة موجودة في نواتها، وتكون هذه النواة محاطة بمستويات طاقة تحتوي إلكترونات ذات شحنة سالبة.
تنجرف حزم البروتونات والإلكترونات بوساطة المجالات الكهربائية أو الكهرومغناطيسية؛ أمّا حزم النيوترونات فلا تنجرف.
يمكن تحديد عدد الجُسيمات دون الذرّية سواء لذرّة أو أيون من عدد البروتونات والعدد الكتلي والشحنة.
يمكن تقسيم مستويات الطاقة الرئيسية الإلكترونية إلى مستويات الطاقة الفرعية s و p و d التي تستوعب كحد أقصى إلكترونَين و 6 إلكترونات و 10 إلكترونات على التوالي، ويمتلك كل مستوى طاقة فرعي عددًا محددًا من الأفلاك التي يمكن أن يستوعب كل منها إلكترونَين كحد أقصى.
يزداد نصف القطر الذري عند الانتقال في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل، وينقص عند الانتقال عبر الدورة من اليسار إلى اليمين. يزداد نصف القطر الأيوني عند الانتقال في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل. وتكون الأيونات ذات الشحنة الموجبة أصغر من ذراتها الأصلية، وتكون الأيونات ذات الشحنة السالبة أكبر من ذراتها الأصلية.
طاقة التأيّن الأولى لعنصر ما هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من كل ذرة موجودة في مول واحد من ذرات ذلك العنصر في الحالة الغازية (لتكوين أيونات غازية تحمل شحنة مقدارها 1+).
تعتمد طاقة التأين على أربعة عوامل هي: • حجم الشحنة النووية. • بعد الإلكترونات الخارجية عن النواة. • الحجب من الإلكترونات الداخلية. • تنافر زوج الإلكترونات المغزلي.
يمكن استنتاج التوزيع الإلكتروني لإلكترونات مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي، وموقع عنصر ما في الجدول الدوري باستخدام بيانات قيم طاقات التأين المتتالية.

أسئلة نهاية الوحدة

أفعال إجرائية

استنتج: استنتج من المعلومات المتاحة.

اذكر: عبّر بكلمات واضحة.

١ البورون (B) عنصر موجود في المجموعة 13 (III) في الجدول الدوري. وهو يمتلك نظيرَين.

استنتج عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات الموجودة في ذرّة واحدة متعادلة من النظير $^{11}_{5}B$.

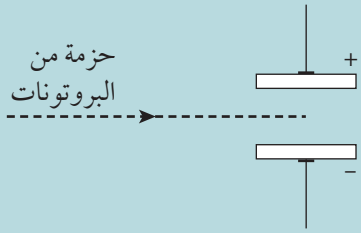
٢ الزركونيوم، (Zr)، والهافنيوم، (Hf)، كلاهما من الفلزات.
يمتلك أحد نظائر الزركونيوم (Zr) 40 بروتونًا و91 نيوكليونًا.

أ. **اذكر** عدد النيوترونات الموجودة في ذرّة واحدة من هذا النظير.

ب. يمثل $^{180}_{72}Hf^{2+}$ رمز أيون لأحد نظائر الهافنيوم.
استنتج عدد الإلكترونات الموجودة في أيون واحد من نظير الهافنيوم هذا.

تابع

٣ تمّ إطلاق حزمة من البروتونات نحو مجال كهربائي ناتج من صفيحتَين مشحونتَين كما هو موضّح في المخطّط المقابل.



أ. صِف سلوك حزمة البروتونات عندما تمرّ عبر الفجوة القائمة بين الصفيحتَين المشحونتَين.

ب. اشرح إجابتك.

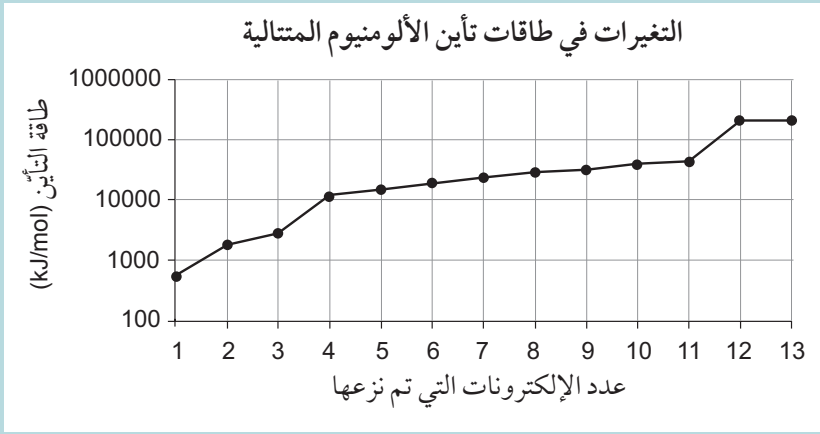
ج. صِف ما يحدث عندما تمرّ حزمة من النيوترونات عبر الفجوة التي توجد بين الصفيحتَين المشحونتَين. اشرح إجابتك.

أفعال إجرائية

صِف: قدّم الخصائص والميزات الرئيسية

اشرح: اعرض الأهداف أو الأسباب / اجعل العلاقات بين الأشياء واضحة / توقّع لماذا و/ أو كيف وادعم إجابتك بأدلّة ذات صلة.

٤ يُوضح التمثيل البياني أدناه قيم طاقات التأيّن ال 13 المتتالية للألومنيوم (Al).



أ. ما المقصود بطاقة التأيّن الأولى.

ب. كيف تستنتج من التمثيل البياني وجود ثلاثة مستويات طاقة رئيسية في ذرة الألومنيوم (Al).

ج. اكتب معادلة، تتضمن رموز الحالة الفيزيائية، لتمثيل طاقة التأين الثانية للألومنيوم (Al).

د. اكتب التوزيع الإلكتروني لأيون الألومنيوم، (Al^{3+}).

٥ يُوضح الجدول أدناه قيم طاقة التأين الأولى، (IE_1)، بوحدة kJ/mol، لعناصر الدورة الثالثة في الجدول الدوري.

العنصر	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IE_1	494	736	577	786	1060	1000	1260	1520

أ. اشرح سبب وجود ازدياد عام في قيمة طاقة التأين الأولى، (IE_1)، عبر الدورة من اليسار إلى اليمين في الجدول الدوري.

تابع

أفعال إجرائية

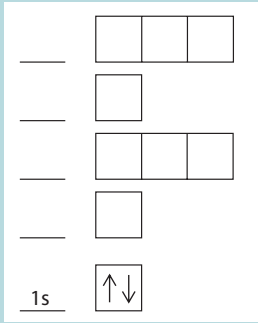
توقّع/تنبّأ: اقترح ما قد يحدث بناءً على المعلومات المتاحة.

ب. اكتب التوزيع الإلكتروني للأرغون (Ar) (Z = 18).

ج. انسخ المخطط أدناه ثم أكمله بالإلكترونات ال 15 الموجودة في ذرة الفوسفور (P) عبر:

١. إضافة عناوين لمستويات الطاقة الفرعية الأخرى.

٢. توضيح كيفية ترتيب الإلكترونات.



د. **توقع** قيمة طاقة التأين الأولى للبوتاسيوم (K)، الذي يمتلك إلكترونًا واحدًا أكثر من الأرغون (Ar).

٦ **أ.** ما المقصود بالفلك الذري؟

ب. ارسم مخططًا لتوضيح شكل كل من:

١. الفلك s ٢. الفلك p

ج. يمتلك العنصر X التوزيع الإلكتروني: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.

١. اذكر الفئة التي ينتمي إليها العنصر X في الجدول الدوري.

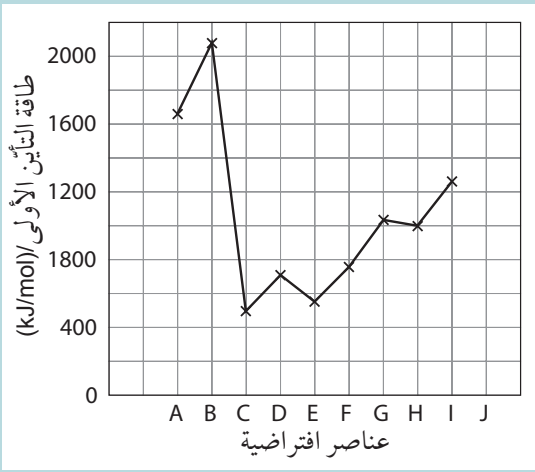
٢. اذكر العدد الأقصى من الإلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي d.

د. يكوّن العنصر X في الجزئية ج أيونًا من نوع X^{2+}.

١. اكتب التوزيع الإلكتروني الكامل لهذا الأيون.

٢. اكتب رمز مستوى الطاقة الفرعي الذي يبدأ ملؤه بعد امتلاء 3d و4s تمامًا.

٧ يُوضح التمثيل البياني المقابل قيم طاقات التأيّن الأولى لعدة عناصر افتراضية ذات أعداد ذرية متتالية.



أ. **اقترح**، من العناصر (من A إلى I)، ما ينتمي إلى المجموعة (I) في الجدول الدوري. اشرح إجابتك.

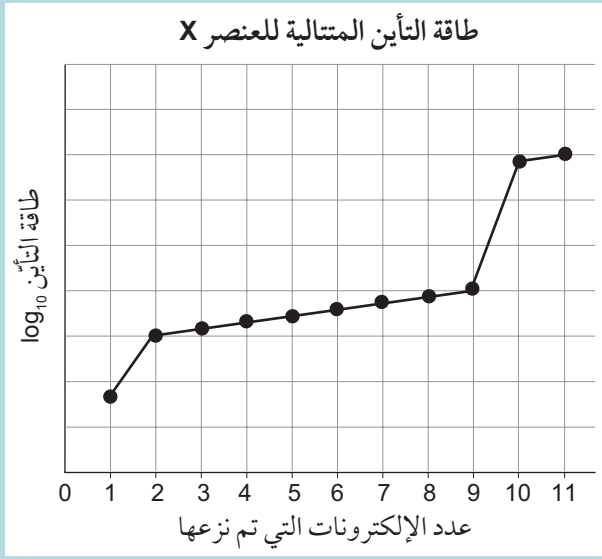
ب. اقترح العنصر (من A إلى I) الذي يمتلك التوزيع الإلكتروني: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$.

ج. اشرح سبب الارتفاع في قيمة طاقة التأيّن الأولى بين العنصر E والعنصر G.

د. قدّر قيمة طاقة التأيّن الأولى للعنصر J.

تابع

هـ. يُوضح التمثيل البياني أدناه قيم طاقات التأيّن المتتالية للعنصر X.



اشرح المعلومات التي يقدمها هذا التمثيل البياني حول كيفية ترتيب الإلكترونات في مستويات الطاقة الرئيسية للعنصر X.

٨ **أ.** يُوضح الجدول أدناه قيم طاقات التأيّن الخمس الأولى لخمسة عناصر افتراضية (من A إلى E). اذكر المجموعة التي ينتمي إليها كل عنصر.

العنصر	طاقة التأيّن (kJ/mol)				
	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة
A	786.5	1577.1	3231.6	4355.5	16091
B	598.8	1145.4	4912	6491	8153
C	496	4562	6910	9543	13354
D	1087	2353	4621	6223	37831
E	578	1817	2744	11577	14842

ب. اشرح الأسباب التي بنيت عليها إجابتك بالنسبة إلى العنصر E.

أفعال إجرائية

اقترح: طبّق المعرفة والفهم على المواقف التي تتضمّن مجموعة من الإجابات الصحيحة من أجل تقديم المقترحات.

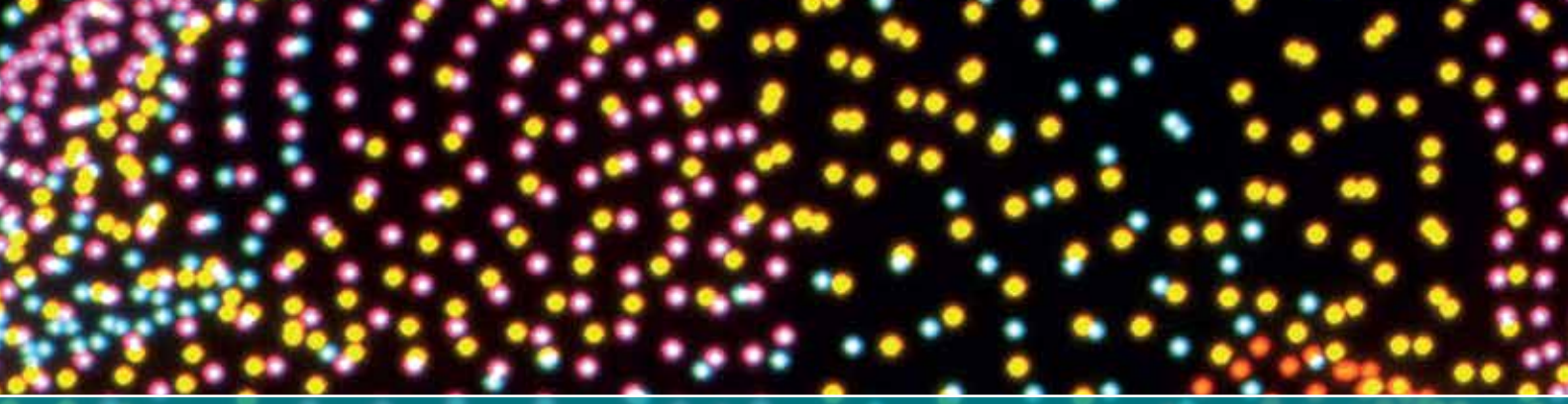
قائمة تقييم ذاتي

بعد دراسة هذه الوَحدة، أكمل الجدول كالآتي.

أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	متمكّن إلى حدّ ما	مستعدّ للمضي قدمًا
أفهم أن معظم كتلة الذرّة تتركّز في النواة، والتي تحتوي على البروتونات (ذات الشحنة الموجبة)، والنيوترونات (المتعادلة، غير المشحونة).	١–١			
أفهم أن حزم البروتونات والإلكترونات تنحرف بتأثير من المجالات الكهربائية؛ أمّا حزم النيوترونات فلا تتأثّر.	١–١			
أفهم أن ذرّات العنصر نفسه تمتلك عدد البروتونات نفسه، والذي يسمّى العدد الذرّي (Z).	١–١			
أستنتج عدد النيوترونات الموجودة في الذرّة من خلال طرح العدد الذرّي من العدد الكتلي (A – Z).	١–١			
أفهم أنه في الذرّة المتعادلة، يكون عدد الإلكترونات مساويًا لعدد البروتونات. وعندما يكون عدد البروتونات أكثر من عدد الإلكترونات، تصبح الذرّة أيونًا موجبًا؛ أمّا عندما يكون عدد الإلكترونات أكثر من عدد البروتونات، فيتكوّن أيون ذو شحنة سالبة.	١–١			
أفهم أن مستويات الطاقة الرئيسية تحمل الأرقام الكمّية الرئيسية n = 1، 2، 3، 4، إلخ... وأن مستوى الطاقة الرئيسي الأدنى (n = 1) هو الأقرب إلى النواة.	١–٢			
أفهم أنه يمكن تقسيم مستويات الطاقة الرئيسية إلى مستويات طاقة فرعية تُعرف كمستويات الطاقة الفرعية s و p و d، والتي يمكن أن تستوعب، كحدّ أقصى، إلكترونَين و 6 إلكترونات و 10 إلكترونات على التوالي.	١–٢			
أفهم أن المنطقة الفراغية (الحيّز المحيط بالنواة) التي من المحتمل أن يكون الإلكترون فيها، تسمّى فلكًا. ويتضمّن كل مستوى طاقة فرعي عددًا من الأفلاك التي يمكن أن يحتوي كلّ منها على إلكترونَين كحدّ أقصى؛ حيث تحتوي مستويات الطاقة الفرعية s وp وd: فلكًا واحدًا و 3 أفلاك و 5 أفلاك على التوالي.	١–٢			
أفهم أن أفلاك s لها شكل كروي وأن أفلاك p تمتلك "فصَّين" اثنَين.	١–٢			
أفهم أنه عند وجود إلكترونَين في فلك ما، فإنهما يدوران (يغزلان) في اتجاهَين متعاكسَين، ويقال عنهما إنهما يشكلان زوجًا من الإلكترونات.	١–٢			
أستنتج التوزيع الإلكتروني للذرّات عبر إضافة إلكترونات إلى كل فلك، بدءًا بالأفلاك الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الأدنى.	١–٣			

تابع

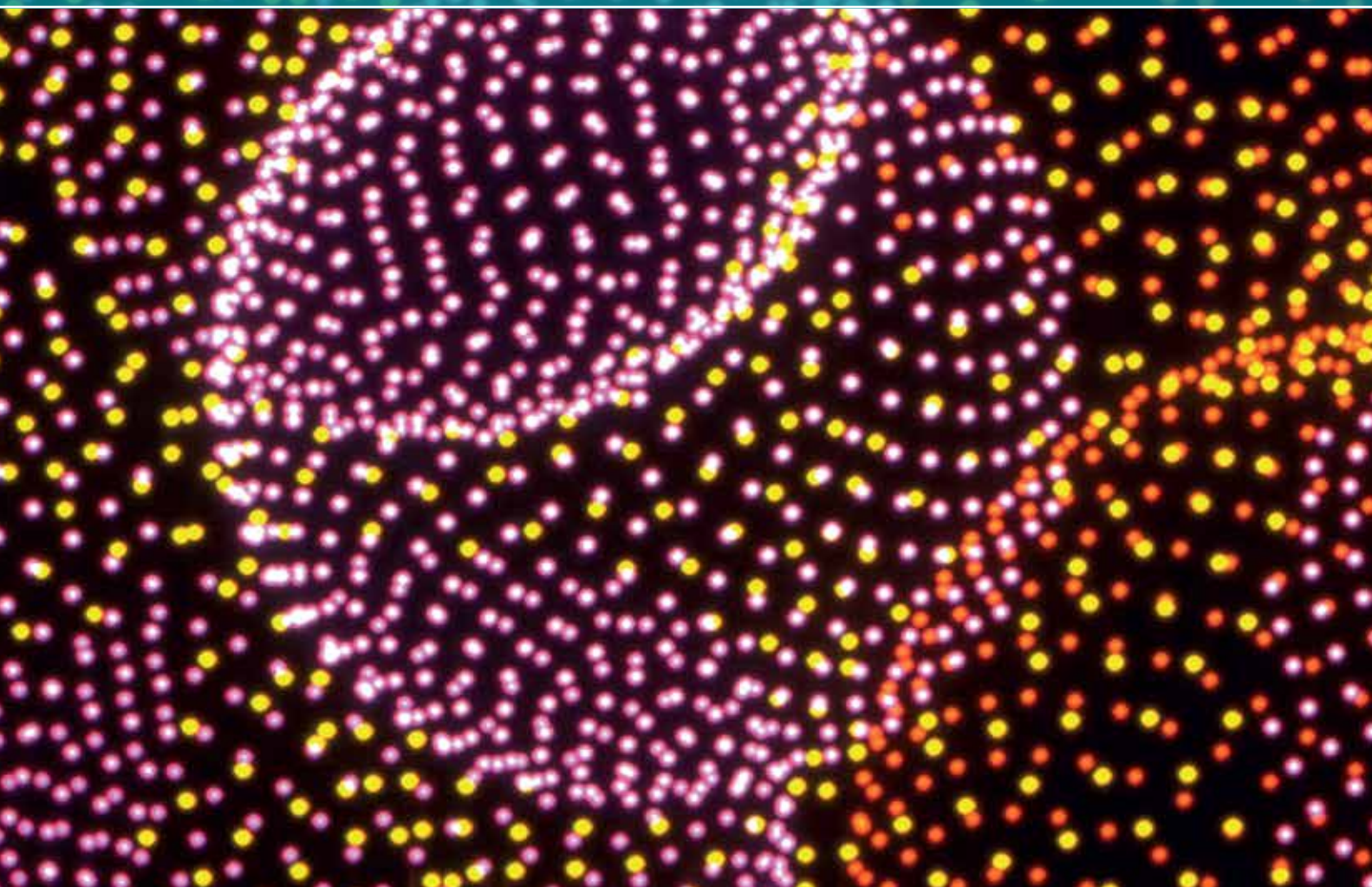
أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	متمكّن إلى حدّ ما	مستعدّ للمضي قدمًا
أفهم أنه عند إضافة إلكترونات إلى أفلاك موجودة في مستوى الطاقة الفرعي نفسه، فإنها تذهب نحو أفلاك منفصلة في هيئة إلكترونات مفردة؛ وعندما لا يكون ذلك ممكنًا، فإن الإلكترونات تتزاوج.	١–٣			
أفهم أن الجذر الحرّ هو نوع من الجُسيمات التي تحتوي على إلكترون غير متزاوج واحد أو أكثر.	١–٥			
أفهم أن طاقة التأيُّن الأولى لعنصر ما هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد من كل ذرّة موجودة في مول واحد من ذرّات ذلك العنصر في الحالة الغازية (لتكوين أيونات غازية ذات شحنة مقدارها 1+)	١–٥			
أفهم أن مقدار طاقة التأيُّن تعتمد على أربعة عوامل: **أ.** حجم الشحنة النووية. **ب.** بعد الإلكترونات الخارجية عن النواة. **ج.** الحجب بالإلكترونات الداخلية. **د.** تنافر زوج الإلكترونات المغزلي.	١–٥			
أشرح أنماط التدرّج في قيم أنصاف الأقطار الذرّية والأيونية للعناصر عبر دورة ما وفي مجموعة ما في الجدول الدوري باستخدام العوامل الأربعة المذكورة أعلاه.	١–٤			
أستنتج أنماط التدرّج في قيم طاقة التأيُّن الأولى للعناصر عبر دورة ما وفي مجموعة ما في الجدول الدوري باستخدام العوامل الأربعة المذكورة أعلاه.	١–٥			
أفهم أن قيم طاقات التأيُّن اللازمة لنزع الإلكترون الأول والثاني والثالث والرابع، وهكذا... تدريجيًا من كل ذرّة أو أيون موجود في مول واحد من الذرّات الغازية تسمّى طاقات التأيُّن المتتالية.	١–٥			
أستنتج التوزيع الإلكتروني لعنصر ما وموقعه في الجدول الدوري (المجموعة التي ينتمي إليها العنصر) باستخدام بيانات قيم طاقات التأيُّن المتتالية.	١–٥			



الوحدة الثانية

حسابات التناسب الكيميائي

Stoichiometric Calculations



أهداف التعلم

٢-١ يعرّف المصطلحات الآتية ويستخدمها:
- المول في ضوء ثابت أفوجادرو
- الصيغ الأولية والجزيئية

٢-٢ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول لإيجاد الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية.

٢-٣ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول الذي يتضمّن الكتل المتفاعلة (من الصيغ والمعادلات) لتشمل تحديد:
- الكمّيات الفعلية
- النسبة المئوية للمردود
- النسبة المئوية الكتلية

٢-٤ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول الذي يتضمّن حجوم الغازات.

٢-٥ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول الذي يتضمّن حجوم المحاليل وتراكيزها.

٢-٦ يستنتج العلاقات المرتبطة بنسب اتّحاد العناصر الكيميائية من الحسابات كما في ٢-٢ و٢-٣ و٢-٤ و٢-٥

قبل أن تبدأ بدراسة الوَحدة

١. اشرح لزميلك كيف تحوّل وحدات القياس من L إلى mL، ومن mL إلى L. هل يتفق معك في ذلك؟

٢. ناقش مع زملائك المصطلحات الكيمائية الآتية: المول، الكتلة الذرّية النسبية، التركيز، الحجم المولي للغازات، درجة الحرارة والضغط القياسيَين.

٣. استذكر العلاقات الرياضية المرتبطة في حسابات المول مثل: عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$

٤. استعن بزملائك أو ابحث في شبكة الإنترنت لفهم المقصود بالمصطلحَين الآتيين: النموذج القياسي أو المعياري standard form والأرقام المعنوية significant figures.

العلوم ضمن سياقها

استخراج النفط «الذهب الأسود»

الصناعات الكيميائية في سلطنة عمان

تمتلك سلطنة عمان احتياطيات من النفط والغاز، وهي قادرة على إنتاج ما يقارب مليون برميل يوميًا. حيث يتمّ تصدير بعضه، ويتمّ تحويل بعضه الآخر إلى مشتقات نفطية باستخدام التقطير التجزيئي في مصافي تكرير النفط العمانية، ليتم استخدامه كوقود، أو كمواد أولية في الصناعات البتروكيميائية العمانية.

تُعدّ مدينة صحار الصناعية موطنًا للكثير من الصناعات البتروكيميائية، والصناعات الكيميائية الأخرى. إذ تُنتج عملية معالجة النفط الخام كمّيات ضخمة من البوليمرات مثل البولي إيثين polyethene والبولي بروبين polypropene، إضافة إلى توفير مواد كيميائية تُستخدم لتصنيع العديد من المنتجات مثل مواد التنظيف، ومستحضرات التجميل، والأدوية، والمواد الزراعية والكثير من المنتجات الأخرى.

الصورة ٢-١ بعض الصناعات الكيميائية في مدينة صحار الصناعية

تابع

وتحتاج عملية تصنيع المنتجات الكيميائية إلى مراقبة دقيقة، إذ يحسب الكيميائيون الكمّيات اللازمة للحصول على المردود المطلوب، ليتم تفادي الهدر في المواد المتفاعلة وتراكم النفايات. فلا تقتصر على معرفة المادة الناتجة فقط وإنما أيضًا على كمية المواد الناتجة بما فيها النفايات. وتعد حجوم الغازات وتراكيز المحاليل بيانات أساسية وضرورية لمراقبة عمليات التصنيع الكيميائية والتحكّم في ظروف التفاعل. فهذه الكمّيات يمكن حسابها في المختبر؛ أمّا في مصانع المواد الكيميائية، فغالبًا ما تُستخدم الحواسيب وتتمّ إدارة العملية الكيميائية من غرفة التحكم.

٢-١ الصيغ الأولية والجزيئية

يمكن التعبير عن المركب الكيميائي بعدة صيغ منها:

الصيغة الأولية Empirical formula التي تعبر عن أبسط نسبة عددية صحيحة لذرات العناصر الموجودة في جُزيء واحد، أو في وحدة صيغة واحدة من المركّب.

الصيغة الجزيئية Molecular formula التي تعبر عن العدد الفعلي لذرات كل عنصر موجود في جُزيء واحد.

ويُوضح الجدول (٢-١) الصيغ الأولية والجزيئية لعدد من المركّبات.

المركّب	الصيغة الأولية	الصيغة الجزيئية
أكسيد الهيدروجين (الماء)	H_2O	H_2O
فوق أكسيد الهيدروجين	HO	H_2O_2
ثنائي أكسيد الكبريت	SO_2	SO_2
البيوتان	C_2H_5	C_4H_{10}
الهكسان الحلقي	CH_2	C_6H_{12}

الجدول ٢-١ الصيغ الأولية والجزيئية لبعض المركبات

مصطلحات علمية

الصيغة الأولية Empirical formula: هي أبسط نسبة عددية صحيحة لذرات العناصر الموجودة في جُزيء واحد، أو في وحدة صيغة واحدة من المركّب.

الصيغة الجزيئية Molecular formula: تعبر عن العدد الفعلي لذرات كل عنصر موجود في جُزيء واحد.

مع ملاحظة ما يلي:

- إن صيغة المركّب الأيوني دائمًا تكون صيغته الأولية، مثل مركب كلوريد الصوديوم.
- غالبًا ما تكون الصيغة الأولية للجزيئات غير العضوية البسيطة هي نفسها الصيغة الجزيئية لها، مثل جزيئات الماء وجزيئات ثنائي أكسيد الكبريت.
- غالبًا ما تمتلك الجزيئات العضوية صيغًا أولية وجزيئية مختلفة، مثل جزيئات البيوتان وجزيئات الهكسان الحلقي.

سؤال

١ استنتج الصيغة الأولية لكل من:

أ. الهيدرازين (N_2H_4)

ب. الأوكتان (C_8H_{18})

ج. البنزين (C_6H_6)

د. الأمونيا (NH_3)

ويمكن إيجاد الصيغة الأولية لمركب ما عبر تحديد كتلة كل عنصر موجود في عيّنة من المركّب كما في المثالَين الآتيَين:

أمثلة

١. تم حرق شريط من الماغنيسيوم كتلته 0.486 g في الهواء فنتج منه 0.806 g من أكسيد الماغنيسيوم. استنتج الصيغة الأولية لأكسيد الماغنيسيوم.

الحلّ:

- احسب كتلة الأكسجين الذي اتحد مع الماغنيسيوم
$$(0.806 - 0.486) = 0.320\ g$$
- احسب عدد مولات الماغنيسيوم والأكسجين بوساطة العلاقة:
$$\text{عدد المولات (n)} = \frac{\text{الكتلة (m)}}{\text{الكتلة الذرية النسبية } (A_r)}$$
$$\text{عدد مولات Mg} = \frac{0.486\ g}{24.3\ g/mol} = 0.0200\ mol$$
$$\text{عدد مولات O} = \frac{0.320\ g}{16.0\ g/mol} = 0.0200\ mol$$
- اقسم عدد المولات المحسوبة على عدد المولات الصغرى.
- أبسط نسبة مولية للماغنيسيوم: الأكسجين هي 1:1 لذا، فإن الصيغة الأولية لأكسيد الماغنيسيوم هي (MgO).

٢. عند احتراق 1.55 g من الفوسفور بشكل كامل، يتكوّن 3.55 g من أكسيد الفوسفور. استنتج الصيغة الأولية لأكسيد الفوسفور الناتج.

الحلّ: (يمكنك استخدام الجدول الآتي كطريقة أخرى للحل)

الخطوات	O	P
الخطوة ١: سجل كتلة كل عنصر	3.55 − 1.55 = 2.00 g	1.55 g
الخطوة ٢: اقسم على الكتل الذرّية لإيجاد عدد المولات	$\frac{2.00\ g}{16.0\ g/mol}$ = 0.125 mol	$\frac{1.55\ g}{31.0\ g/mol}$ = 0.05 mol
الخطوة ٣: اقسم على العدد الأقلّ من عدد المولات المحسوبة	$\frac{0.125}{0.05}$ = 2.5	$\frac{0.05}{0.05}$ = 1
الخطوة ٤: اكتب الصيغة الناتجة	$PO_{2.5}$	
الخطوة ٥: يجب ألّا تحتوي الصيغة الناتجة على أعداد كسرية؛ وللتخلص من الكسر تضرب الصيغة في رقم معين للوصول إلى أرقام صحيحة. في هذه الصيغة الناتجة تضرب في 2	P_2O_5	

كما يمكن استنتاج الصيغة الأولية من البيانات التي تعطي النسبة المئوية الكتلية لكل عنصر موجود في المركّب كما في المثال الآتي:

مثال

٣. مركب يتكون من كربون (C) بنسبة كتلية مقدارها 85.7% وهيدروجين (H) بنسبة كتلية مقدارها 14.3%، استنتج الصيغة الأولية لهذا المركب الهيدروكربوني.

الحلّ:

الخطوات	H	C
الخطوة ١: النسبة المئوية الكتلية لكل عنصر	14.3	85.7
الخطوة ٢: اقسم على A_r	$\frac{14.3}{1.0}$ = 14.3	$\frac{85.7}{12.0}$ = 7.142
الخطوة ٣: اقسم على العدد الأصغر	$\frac{14.3}{7.142}$ = 2	$\frac{7.142}{7.142}$ = 1

وبالتالي تكون الصيغة الأولية للمركب هي (CH_2)

سؤال

(٢) مركب هيدروكربوني يحتوي على 10% هيدروجين (H)، و90% كربون. استنتج الصيغة الأولية لهذا المركب.

تُوضح الصيغة الجزيئية العدد الفعلي لكل ذرّة من الذرّات المختلفة الموجودة في جُزيء ما. لذا تستخدم في كتابة المعادلات الكيميائية الموزونة وحساب الكتلة المولية (الكتلة الجزيئية)، ودائمًا ما تكون الصيغة الجزيئية من مضاعفات الصيغة الأولية، فعلى سبيل المثال: الصيغة الجزيئية للإيثان (C_2H_6)، هي ضعف صيغته الأولية، (CH_3).

ولاستنتاج الصيغة الجزيئية، نحتاج إلى معرفة:

- الصيغة الأولية
- كتلة الصيغة النسبية للمركب (الكتلة المولية)

مثال

٤. ما الصيغة الجزيئية لمركب يمتلك الصيغة الأولية (CH_2Br)، وكتلته المولية تساوي 187.8 g/mol.

الحلّ:

الخطوة ١: احسب الكتلة المولية للصيغة الأولية:

$12 + (2 \times 1.0) + 79.9 = 93.9$ g/mol

الخطوة ٢: اقسم الكتلة المولية على كتلة الصيغة الأولية:

$$\frac{187.8}{93.9} = 2$$

الخطوة ٣: اضرب عدد الذرات الموجودة في الصيغة الأولية في العدد الناتج من الخطوة ٢:

$CH_2Br \times 2$، فتكون الصيغة الجزيئية لهذا المركّب هي: $C_2H_4Br_2$.

سؤال

(٣) يوضح الجدول المقابل الصيغ الأولية والكتل المولية الجزيئية لثلاثة مركّبات A، و B و C. استنتج الصيغة الجزيئية لكل واحد من هذه المركبات.

المركّب	الصيغة الأولية	الكتلة المولية الجزيئية (g/mol)
A	C_3H_5	82
B	CCl_3	237
C	CH_2	112

٢-٢ حسابات كتل المواد المتفاعلة والناتجة

مصطلحات علمية

التناسب الكيميائي Stoichiometry: تمثيل النسب المولية للمواد المتفاعلة والناتجة.

حين تتفاعل مواد كيميائية فيما بينها تفاعلًا تامًا، نحتاج إلى معرفة كتلة كل مادة متفاعلة أحيانًا، حتى لا يكون هناك هدر لهذه المواد. ولحساب هذه الكتل، نحتاج إلى معرفة المعادلة الكيميائية للتفاعل؛ فهي تُوضّح لنا نسب مولات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، وهذا يسمّى **التناسب الكيميائي Stoichiometry**. والمعادلة الموزونة تبين هذا التناسب. فعلى سبيل المثال، في التفاعل الآتي:

$$Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \longrightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$$

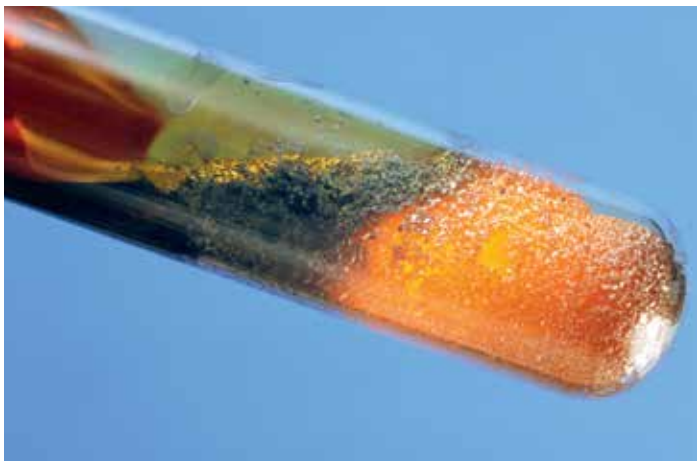
يتفاعل (1 mol) من أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3) مع (3 mol) من أحادي أكسيد الكربون (CO) لتكوين (2 mol) من الحديد (Fe)، و(3 mol) من ثاني أكسيد الكربون (CO_2). فتكون نسب مولات المواد المتفاعلة إلى نسب المواد الناتجة أو ما يسمى بالتناسب الكيميائي لهذه المعادلة كالآتي:

المواد	CO_2	Fe	CO	Fe_2O_3
التناسب	3	2	3	1

وتمثل هذه النسب (1،3،2،3) الأعداد المكافئة.

ولحساب كتل المواد الناتجة خلال التفاعل الكيميائي، نستخدم:

- المعادلة الكيميائية الموزونة
- كتلة المواد المتفاعلة
- الكتل المولية للمواد المتفاعلة



الصورة ٢-٢ تفاعل الحديد (Fe) مع الكبريت (S) لإنتاج كبريتيد الحديد (FeS)

مثال

٥. يتفاعل الصوديوم (Na) مع غاز الكلور (Cl_2) لتكوين كلوريد الصوديوم (NaCl) وفقًا للمعادلة الآتية:

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

احسب كتلة الكلور التي تتفاعل مع (1 mol) من الصوديوم وكتلة كلوريد الصوديوم الناتجة.

الحلّ:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل.

$$2Na(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2NaCl(s)$$

الخطوة ٢: اضرب العدد المكافئ للمولات في كتلة كل مادة.

$2 \times (23.0 + 35.5)$	$1 \times (2 \times 35.5)$	2×23.0
117.0 g	71.0 g	46.0 g

من هذه الحسابات يمكننا استنتاج ما يلي:

- يلزم 71.0 g من الكلور للتفاعل تمامًا مع 46.0 g من الصوديوم.
- يلزم 35.5 g من الكلور بالضبط للتفاعل تمامًا مع 23.0 g أو 1 mol من الصوديوم.
- كتلة كلوريد الصوديوم المتكونة عندما يتفاعل 1 mol من الصوديوم مع الكلور =

$$\frac{117.0}{2} = 58.5 \text{ g}$$

يوضح لنا التناسب الكيميائي للتفاعل أنه مقابل تفاعل كل 1 mol من الصوديوم، نحصل على 1 mol من كلوريد الصوديوم. وهذا يعني أن تفاعل 0.5 mol من الصوديوم مع فائض من الكلور، يعطينا 0.5 mol من كلوريد الصوديوم (المادة الناتجة).

في هذا النوع من الحسابات لا نحتاج دائمًا إلى معرفة الكتلة المولية لكل مادة متفاعلة. فإذا كانت واحدة أو أكثر من المواد المتفاعلة موجودة بشكل فائض، فإننا نحتاج فقط إلى معرفة كتلة المادة المتفاعلة غير الفائضة (بوحدة الـ g) وكتلتها المولية. وقد سبق أن درست في الصف العاشر عن المادة المحدِّدة للتفاعل والمادة الفائضة حيث إن:

- المادة التي تمتلك عددًا فائضًا من المولات هي المادة الفائضة.
- المادة التي يُستهلك عدد مولاتها بشكل تام هي المادة المحدِّدة للتفاعل.

مهمّ

لمعرفة المادة المحددة للتفاعل يجب عليك:

- حساب عدد مولات المواد المتفاعلة.
- معرفة نسب المواد المتفاعلة في المعادلة الموزونة (التناسب الكيميائي).

مثال

٦. تتفاعل كربونات النحاس (II) ($CuCO_3$) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) لإنتاج كلوريد النحاس (II) ($CuCl_2$)، وفق المعادلة الآتية:

$$CuCO_3(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow CuCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

احسب كتلة كلوريد النحاس (II) التي تنتج عندما يتفاعل 24.7 g من كربونات النحاس (II) مع فائض من الحمض.

الحلّ:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الموزونة.

$CuCO_3(s) + 2HCl(aq) \longrightarrow CuCl_2(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$

الخطوة ٢: احسب الكتلة المولية لكربونات النحاس (II) لكونها هي المادة المحدِّدة للتفاعل، مع الأخذ في الاعتبار عدد المولات في المعادلة.

(1 mol) من كلوريد النحاس (II) ⟶ (1 mol) من كربونات النحاس (II)

$63.5 + 12.0 + (3 \times 16.0) \longrightarrow 63.5 + (2 \times 35.5)$

$123.5\ g\ CuCO_3 \longrightarrow 134.5\ g\ CuCl_2$

الخطوة ٣: احسب كتلة كلوريد النحاس (II) الناتج من 24.7 g من كربونات النحاس (II)

$$24.7\ g\ CuCO_3 \longrightarrow \frac{134.5}{123.5} \times 24.7\ g\ CuCl_2$$

$= 26.9\ g$

مثال

٧. خُلطت عينة من أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3) كتلتها 79.8 g مع كمية من الكربون (C) كتلتها 9.36 g، وتم تسخين المخلوط. حدث التفاعل الموضح بالمعادلة الآتية:

$$2Fe_2O_3(s) + 3C(s) \longrightarrow 4Fe(s) + 3CO_2(g)$$

وضّح باستخدام الحسابات أن أكسيد الحديد (III) هو المادة المحددة للتفاعل.

الحلّ:

الخطوة ١: احسب عدد مولات كل مادة متفاعلة.

$$\text{عدد مولات } (Fe_2O_3) = \frac{79.8}{(2 \times 55.8) + (3 \times 16.0)} = 0.50\ mol$$

$$\text{عدد مولات } (C) = \frac{9.36}{12} = 0.78\ mol$$

الخطوة ٢: أشر إلى التناسب الكيميائي للمعادلة:

لكل (2 mol) من (Fe_2O_3) نحتاج إلى (3 mol) من (C).

إذًا، لكل 0.5 mol من (Fe_2O_3) نحتاج إلى

$$0.5 \times \frac{3}{2} = 0.75\ mol\ (C)$$

طريقة بديلة (طريقة المقص)

من التناسب الكيميائي للمعادلة، نسبة

Fe_2O_3 : C

2 : 3

0.5 mol : mol

$$\frac{(0.5 \times 3)}{2} = 0.75\ mol\ (C)$$

الخطوة ٣: حدد مما يأتي المادة الفائضة:

0.75 mol = عدد مولات (C) اللازمة

0.78 mol = عدد مولات (C) من الخطوة ١

إذًا، (C) هو المادة الفائضة بمقدار:

$0.78 - 0.75 = 0.03\ mol$

بالتالي يكون أكسيد الحديد (III) هو المادة المحددة للتفاعل.

سؤال

٤ **أ.** يتفاعل الصوديوم (Na) مع فائض من الأكسجين (O_2) لتكوين فوق أكسيد (بيروكسيد) الصوديوم (Na_2O_2) وفقًا للمعادلة الآتية:

$$2Na(s) + O_2(g) \longrightarrow Na_2O_2(s)$$

احسب كتلة فوق أكسيد الصوديوم المتكوّن عند احتراق 4.60 g من الصوديوم في فائض من الأكسجين.

ب. يتمّ اختزال أكسيد القصدير (IV) (SnO_2) إلى قصدير (Sn) باستخدام الكربون (C). وينتج من هذا التفاعل أحادي أكسيد الكربون (CO)، وذلك وفقًا للمعادلة الآتية:

$$SnO_2(s) + 2C(s) \longrightarrow Sn(s) + 2CO(g)$$

احسب كتلة الكربون التي تتفاعل تمامًا مع 14.0 g من أكسيد القصدير (IV).

التناسب الكيميائي لتفاعل ما

يمكننا إيجاد التناسب الكيميائي لتفاعل ما بدلالة كمية كل مادة متفاعلة تفاعلت بشكل تام، وكمية كل مادة ناتجة.

فعلى سبيل المثال: عند تفاعل 4.0 g من الهيدروجين بشكل تام مع 32.0 g من الأكسجين، نحصل على 36.0 g من الماء

هيدروجين (H_2) + أكسجين (O_2) ⟶ ماء (H_2O)

$\frac{4.0}{(2 \times 1.0)}$ = 2 mol	$\frac{32.0}{(2 \times 16.0)}$ = 1 mol	$\frac{36.0}{(2 \times 1.0) + 16.0}$ = 2 mol

تمثّل هذه النسب الأعداد المكافئة في المعادلة. لذا، تكون معادلة التناسب الكيميائي على النحو الآتي:

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$$

يمكننا أيضًا استنتاج التناسب الكيميائي لهذا التفاعل حتى لو لم نكن نعرف كتلة الأكسجين (O_2) التي تفاعلت. إن نسبة الهيدروجين (H_2) إلى الماء هي 1 : 1. إلّا أنه لا يوجد سوى ذرّة أكسجين واحدة فقط في جُزيء الماء، أي نصف كمّية الأكسجين الموجودة في جُزيء الأكسجين. لذا، فإن النسبة المولية للأكسجين إلى الماء (H_2O) في المعادلة يجب أن تكون 1 : 2.

الأرقام المعنوية

عندما نجري الحسابات الكيميائية، من المهمّ أن نعطي الإجابة بعدد يتضمّن **أرقامًا معنوية Significant figures** تتناسب مع البيانات المعطاة. فعلى سبيل المثال عند تقريب العدد 526.84 إلى:

4 أرقام معنوية يصبح 526.8

3 أرقام معنوية يصبح 527

مهمّ

١. عند كتابة الحل لعملية حسابية، يجب أن تتضمن الإجابة العدد نفسه من الأرقام المعنوية الموجودة في البيانات المعطاة والتي تحمل العدد الأقل من هذه الأرقام.

٢. الأصفار التي تكون على يسار العدد لا تُعدّ معنوية. فعلى سبيل المثال، يحمل العدد 0.004 رقمًا معنويًّا واحدًا فقط.

٣. تُعدّ الأصفار الموجودة على يمين الفاصلة العشرية بعد العدد أرقامًا معنوية، فالعدد 0.0040 له رقمان معنويان، و0.00400 له ثلاثة أرقام معنوية.

٤. عند إجراء عملية حسابية ذات خطوات متعددة، لا تقرّب الأعداد في الخطوات، بل قرّبها فقط في النهاية.

مثال

٨. **احسب عدد مولات أكسيد الكالسيوم (CaO) الموجودة في 2.9 g من أكسيد الكالسيوم، علمًا أن الكتلة المولية لأكسيد الكالسيوم تساوي 56.1 g/mol**

الحلّ:

عندما نقسم 2.9 على 56.1، سيظهر على شاشة الآلة الحاسبة العدد 0.051693 أن العدد الأقلّ من الأرقام المعنوية في البيانات المعطاة هو 2 (الكتلة تساوي 2.9 g). لذا يجب أن تحمل إجابتك رقمَين معنويَّين، لتصبح 0.052 mol.

سؤال

(٥) يتفاعل 56.2 g من السيليكون (Si) مع 284.0 g من الكلور (Cl_2) لتكوين 340.2 g من كلوريد السيليكون (IV) ($SiCl_4$). استخدم هذه المعلومات لإيجاد التناسب الكيميائي للتفاعل. اكتب معادلة التفاعل.

النسبة المئوية الكتلية

يمكننا استخدام صيغة مركّب ما والكتل الذرّية النسبية لحساب النسبة المئوية **الكتلية Percentage composition by mass** لعنصر معيّن في المركّب.

$$\text{النسبة المئوية الكتلية (\%)} = \frac{\text{الكتلة الذرية} \times \text{عدد مولات عنصر معين في مركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100$$

مثال

٩. **احسب النسبة المئوية الكتلية للحديد الموجود في مركب أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3).**

الحلّ:

الخطوة ١: استخدم الصيغة الكيميائية لإيجاد عدد مولات الحديد في مول واحد من (Fe_2O_3).

يوجد 2 mol حديد في (Fe_2O_3)

الخطوة ٢: استخدم المعادلة لتحسب النسبة المئوية الكتلية.

$$\frac{\text{الكتلة الذرية} \times \text{عدد مولات عنصر معين في مركب}}{\text{الكتلة المولية للمركب}} \times 100(\%)$$

النسبة المئوية الكتلية (%) =

$$100 \times \frac{55.8 \times 2}{(2 \times 55.8) + (3 \times 16.0)} = 69.9\ \%$$

من المثال يتضح أن خام Fe_2O_3 يحتوي على نسبة 69.9% من الحديد

سؤال

(٦) احسب النسبة المئوية الكتلية للكربون الموجود في الإيثانول (C_2H_5OH).

النسبة المئوية للمردود

في كثير من التفاعلات الكيميائية، وخصوصًا تفاعلات المركبات العضوية، لا تتحوّل المواد المتفاعلة جميعها إلى المواد الناتجة المراد الحصول عليها. وذلك بسبب وجود تفاعلات أخرى تحدث في الوقت نفسه؛ أو إمكانية فقد بعض المواد المتفاعلة أو الناتجة؛ أو ربّما لعدم اكتمال حدوث التفاعل. لكن كيف نستطيع معرفة كمية المواد الناتجة الفعلية من التفاعل؟

حتى يمكن تحديد كمية المواد الناتجة الفعلية من تفاعل ما تام، لا بد من حساب الكمية النظرية للمواد الناتجة بوساطة الحسابات الكيميائية. **فالمردود الفعلي Actual yield** هو كمية (عدد مولات) أو كتلة المادة الناتجة التي تمّ الحصول عليها من التجربة. أمّا **المردود النظري Theoritical yield** فهو كمية (عدد مولات أو كتلة) المادة الناتجة التي يتمّ الحصول عليها من الحسابات الكيميائية في حال عدم تكوّن مواد ناتجة جانبية، بمعنى أن المادة المتفاعلة المحددة قد تحولت بشكل تام إلى مادة ناتجة.

ويمكن مقارنة المردودَين الفعلي والنظري للمادة الناتجة بحساب النسبة المئوية **للمردود Yield** التي تعبر عن مقدار مادة ناتجة معيّنة حصلت عليها من المواد المتفاعلة مقارنة بالكمّية النظرية التي يمكنك الحصول عليها.

$$\text{النسبة المئوية للمردود (\%)} = \frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}} \times 100(\%)$$

مصطلحات علمية

المردود الفعلي

Actual yield: هو عدد مولات أو كتلة المادة الناتجة التي تم الحصول عليها من التجربة.

المردود النظري

Predicted yield: هو عدد مولات أو كتلة المادة الناتجة التي يتم الحصول عليها من حسابات المعادلة الكيميائية الموزونة.

مهمّ

تعد النسبة المئوية للمردود الفعلي مقبولة عمليًّا إذا وصلت إلى 70% وتكون ممتازة إذا تعدت 90%.

مثال

حساب النسبة المئوية للمردود باستخدام كتل المواد المتفاعلة.

١٠. تكوّنت عينة من كلوريد الألومنيوم ($AlCl_3$)، بتفاعل 18 g من مسحوق الألومنيوم (Al) مع فائض من الكلور (Cl_2)، وقد بلغت كتلة كلوريد الألومنيوم الناتجة 71.0 g. احسب النسبة المئوية لمردود كلوريد الألومنيوم

$$2Al(s) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2AlCl_3(s)$$

الحلّ:

الخطوة ١: إذا تحوّل الألومنيوم بشكل تام إلى كلوريد الألومنيوم، فاحسب الكتلة المتوقّعة لكلوريد الألومنيوم باستخدام التناسب الكيميائي للمعادلة.

2 × 27 g من (Al) ستُنتج 2 × ((3 × 35.5) + 27) من ($AlCl_3$)

أي أن: 54 g من (Al) ستُنتج 267 g من ($AlCl_3$)

الخطوة ٢: احسب كتلة كلوريد الألومنيوم التي تكوّنت من 18 g من الألومنيوم.

18 g من (Al) ستُنتج:

$$267 \times \frac{18}{54} = 89.0 \text{ g } (AlCl_3)$$

الخطوة ٣: احسب النسبة المئوية للمردود.

$$\frac{71.0}{89.0} \times 100 = 79.8\ \%$$

مثال

حساب النسبة المئوية للمردود

١١. تفاعلت 7.30 g من حمض الهيدروكلوريك (HCl) مع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وفقًا للمعادلة الآتية:

$$2HCl(aq) + Na_2CO_3(s) \longrightarrow 2NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

نتج من هذا التفاعل 8.19 g من كلوريد الصوديوم. احسب النسبة المئوية للمردود.

الحلّ:

الخطوة ١. احسب عدد مولات كل من حمض الهيدروكلوريك وكلوريد الصوديوم.

$M_r(HCl) = 1.0 + 35.5 = 36.5$

عدد مولات (HCl) في 7.30 g:

$$\frac{7.30}{36.5} \text{ mol} = 0.2 \text{ mol}$$

$M_r(NaCl) = 23.0 + 35.5 = 58.5$

عدد مولات (NaCl) في 8.19 g:

$$\frac{8.19}{58.5} = 0.14 \text{ mol}$$

الخطوة ٢: استخدم التناسب الكيميائي للمعادلة لاستنتاج عدد المولات النظري من (NaCl) التي يمكن إنتاجها.

توضح المعادلة أن 2 mol من (HCl) تنتج 2 mol من (NaCl)، بالتالي فإن

0.2 mol من (HCl) تنتج 0.2 mol من (NaCl).

الخطوة ٣. احسب النسبة المئوية للمردود.

النسبة المئوية للمردود:

$$\frac{0.14}{0.20} \times 100 = 70.0\ \%$$

٢-٣ الحجم المولي والتناسب الكيميائي

تقاس حجوم الغازات عند درجة حرارة الغرفة (20 °C) وضغط الغرفة العادي (1 atm). فعند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p) يمتلك مول واحد من أيّ غاز حجمًا مقداره 24.0 L. فمثلًا 24.0 L من ثاني أكسيد الكربون، و 24.0 L من الهيدروجين، يحتوي كل منهما على مول واحد من جزيئات الغاز. ويمكن استخدام نسب الحجوم المتفاعلة من الغازات لاستنتاج التناسب الكيميائي لتفاعل ما. فإذا خلطنا مثلًا 20 mL من غاز الهيدروجين مع 10 mL من غاز الأكسجين، فسوف نجد أن الغازَين قد تفاعلا تمامًا، ولم يتبقَّ أيّ هيدروجين أو أكسجين. ووفقًا لفرضية أفوجادرو، فإن حجومًا متساوية من الغازات تحتوي على أعداد متساوية من الجزيئات، وبالتالي تحتوي على أعداد متساوية من مولات هذه الغازات. عندئذ تكون النسبة المولية للهيدروجين إلى الأكسجين 2 : 1. ويمكننا تلخيص ذلك على النحو الآتي:

ماء ⟶ أكسجين + هيدروجين

	(H_2O)	(O_2)	(H_2)
حجوم الغازات:		10 mL	20 mL
نسبة المولات:		1 :	2
المعادلة:	$2H_2O(l)$	$\longrightarrow O_2(g)$ +	$2H_2(g)$

ويمكن التوسع في هذه الفكرة إلى تجارب تتضمّن بيانات احتراق الهيدروكربونات. حيث يُوضّح المثال ١٢ إمكانية استنتاج صيغة مركّب هيدروكربوني بالتناسب الكيميائي من معادلة احتراقه.

الصورة ٢-٣ يجب أن يعرف أطباء التخدير عن حجوم الغازات، بحيث يبقى المرضى فاقدين لوعيهم أثناء إجراء العمليات الجراحية الكبيرة

مثال

١٢. عندما يتفاعل 50 mL من مركّب هيدروكربوني بشكل تام مع 250 mL من غاز الأكسجين (O_2)، يتكوّن 150 mL من غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2). (تم قياس الغازات جميعها عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة). استنتج الصيغة الكيميائية للمركّب الهيدروكربوني واسمه (بالرجوع الى الصف العاشر).

الحلّ:

الخطوة ١:

ماء + ثاني أكسيد الكربون ⟶ أكسجين + هيدروكربون

(H_2O)	(CO_2)	(O_2)	(C_xH_y)
	150 mL	250 mL	50 mL

الخطوة ٢: نسبة المولات:

(H_2O)	(CO_2)	(O_2)	(C_xH_y)
	3	5	1

بما أن كل 1 mol من المركّب الهيدروكربوني يُنتج 3 mol من غاز ثاني أكسيد الكربون، يجب أن يكون هناك 3 mol من ذرّات الكربون في 1 mol من المركّب الهيدروكربوني، أي أن $x = 3$:

$$C_3H_y(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + H_2O(l)$$

الخطوة ٣: وبما أن 5 mol من جُزيئات الأكسجين استُهلكت لتتفاعل مع كل من الكربون والهيدروجين الموجودَين في المركّب الهيدروكربوني، وقد استُهلك 3 mol من جُزيئات الأكسجين هذه في تكوين غاز ثاني أكسيد الكربون، فإن المولَين الباقيَين (5 – 3 = 2 mol)، يجب أن يُستهلكا في التفاعل مع الهيدروجين لتكوين الماء. ولأن هنالك 4 mol من ذرّات الأكسجين في 2 mol من جُزيئات الأكسجين، بالتالي يتكوّن 4 mol من الماء

$$C_3H_y(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$$

الخطوة ٤: لذا، يجب أن يكون هنالك 8 ذرّات هيدروجين في جُزيء واحد من المركّب الهيدروكربوني. وبالتالي فإن الصيغة الكيميائية لهذا المركّب الهيدروكربوني هي (C_3H_8) واسمه البروبان :

$$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$$

أسئلة

(٧) عندما يتفاعل 20 mL من البروبان (C_3H_8) مع 100 mL من الأكسجين (O_2)، ينتج 60 mL من ثاني أكسيد الكربون (CO_2) و80 mL من الماء (H_2O). استخدم حجوم الغازات لكتابة المعادلة الموزونة للتفاعل.

(٨) يتفاعل 100 mL بالضبط من هيدروكربون غير معروف (C_xH_y)، مع 200 mL من غاز الأكسجين (O_2) لإنتاج 100 mL من ثاني أكسيد الكربون (CO_2) و200 mL من الماء (H_2O). ما صيغة هذا الهيدروكربون؟

(٩) يتفاعل 50 mL من هيدريد الفوسفور الغازي (PH_n) بشكل تام مع 150 mL من الكلور (Cl_2) لتكوين ثلاثي كلوريد الفوسفور السائل و 150 mL من غاز كلوريد الهيدروجين (HCl).

أ. كم عدد مولات غاز الكلور التي تتفاعل مع مول واحد من الهيدريد الغازي؟

ب. استنتج الصيغة الجُزيئية لهيدريد الفوسفور.

ج. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل.

(١٠) أيّ من الحجوم الموضّحة فيما يلي، هو حجم غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج من تفاعل 14 g من الإيثين (C_2H_4) مع فائض من الأكسجين، وفقًا للمعادلة أدناه؟

$$C_2H_4(g) + 3O_2(g) \longrightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(l)$$

أ. 96.0 L **ب.** 24.0 L

ج. 0.0467 L **د.** 12.0 L

مهارات عمليّة ٢-١

جمع الغاز وقياسه

يمكنك استقصاء تفاعل كيميائي عبر قياس حجم الغاز المنبعث في مُدة زمنية محددة أو قياس الحجم الكلي لغاز ناتج. ثمّة تقنيات مختلفة لجمع الغاز. يتوقّف اختيار الأجهزة والأدوات على حجم الغاز الناتج، الذي يجب أن يكون غير قابل للذوبان أو شحيح الذوبان في الماء.

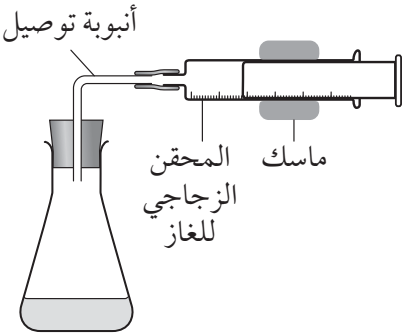
اختيار الأجهزة والأدوات

يوضّح الشكل (٢-١) طريقتَين شائعتَين لجمع الغازات. ففي الشكل (٢-١أ)، يتمّ جمع الغاز الناتج في محقنة غاز؛ أمّا في الشكل (٢-١ب)، فيتمّ جمع الغاز عبر إزاحة الماء. وهذه الطريقة مناسبة للغازات غير القابلة للذوبان في الماء، كالهيدروجين.

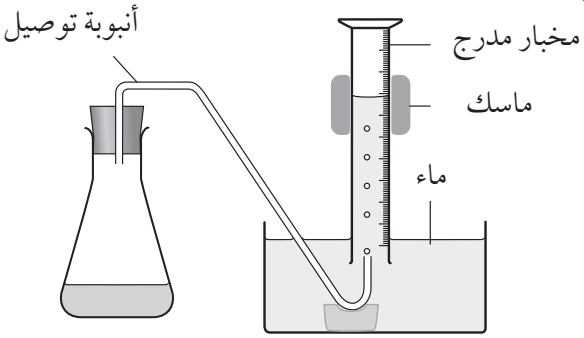
من المهمّ أن يكون لديك فكرة تقريبية عن حجم الغاز الناتج أثناء تجربة ما، بحيث يمكنك اختيار الحجم المناسب للمحقن الزجاجي للغاز أو للمخبار المدرّج. إذ يجب أن يكون حجم المخبار المدرّج أكبر بضعفَين إلى ثلاثة أضعاف من حجم الغاز المتوقع إنتاجه.

وتذكّر أنه كلما كان حجم المخبار المدرّج الذي تستخدمه أكبر، كان الخطأ في عملية القياس أكبر (على سبيل المثال: إذا كان حجم الغاز الذي يتمّ جمعه يساوي 12 mL، فسيكون الحجم المثالي للمخبار المدرج 25 mL).

(أ)



(ب)



الشكل ٢-١ طريقتان مختلفتان لجمع الغازات

مهارات عمليّة ٢-٢

حساب الأخطاء المرتبطة في التجارب العملية

عند إجراء تقويم لنوعية البيانات التي تمّ جمعها، يجب مراعاة نوعَين من الأخطاء: الأخطاء العشوائية والأخطاء المنهجية. وكلما أجرينا تجربة عملية، سنعثر حتمًا على أخطاء، يمكن أن تكون بسبب الشخص الذي يجري التجربة عندما لا يقرأ المقياس الموجود على أداة القياس بشكل صحيح، أو عند اختيار أداة للقياس ذات مقياس غير مناسب للتجربة. ومن المرجح أن تجعل هذه الأمثلة من الأخطاء البشرية قيم البيانات إمّا مرتفعة جدًا وإمّا منخفضة جدًا، لذلك تسمّى هذه الأخطاء بالعشوائية، ويقلل تكرار الاختبارات واعتماد متوسط القيم من تأثير تلك الأخطاء العشوائية.

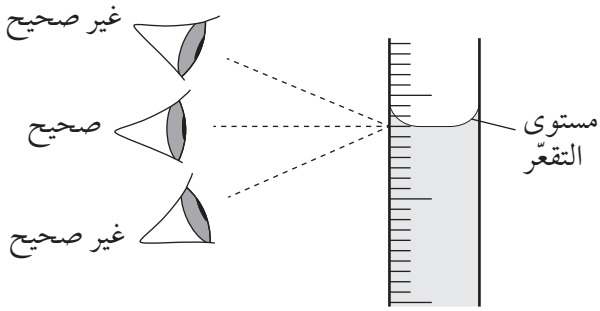
مهمّ

الأخطاء العشوائية: هي الأخطاء الناتجة من تغيّرات مصادفة في التجربة أو بسبب من يقوم بإجراء التجربة، ومن المحتمل أن تجعل قيم البيانات مرتفعة جدًا أو منخفضة جدًا.

الأخطاء المنهجية: تنتج هذه الأخطاء بسبب عدم دقة البيانات، وهي تتمثّل بشكل متّسق ودائم. غالبًا ما تحدث الأخطاء المنهجية بسبب أخطاء في الإجراء التجريبي أو في الأدوات.

تابع

ومع ذلك، يمكن أن تؤدي أخطاء أخرى إلى تسجيل قيم مرتفعة أو منخفضة بشكل متّسق ودائم. وتسمّى هذه الأخطاء أخطاء منهجية؛ ومن الأمثلة على ذلك قراءة حجم السائل في سحاحة عند المستوى العلوي للسائل بدلاً من قاع السطح الهلالي. ويُعدّ عدم التأكّد من ضبط أداة القياس بشكل صحيح على الصفر مثالاً آخر على الأخطاء المنهجية؛ وإذا لم يتمّ تصحيح ذلك أثناء إجراء التجربة، فستعطي الأدوات قيم كتل مرتفعة أو منخفضة باستمرار.



الشكل ٢-٢ القراءة الصحيحة للسحاحة

عليك، في كل تجربة تنفّذها، أن تقيّم النتائج وتحدّد النسبة المئوية الكلية للخطأ في القيم التي تسجّلها. ففي بعض الحالات، يتاح لك التحقّق ممّا يجب أن تكون عليه القيمة الفعلية. فإذا كنت تعرف هذه القيمة، يمكنك حساب النسبة المئوية للخطأ باستخدام المعادلة الآتية:

$$\text{النسبة المئوية للخطأ} = \frac{(|\text{القيمة الفعلية} - \text{القيمة التجريبية}|)}{\text{القيمة الفعلية}} \times 100\%$$

مهمّ

- **القيمة التجريبية**: هي القيمة المحسوبة عمليًا أثناء القيام باجراء التجارب العملية.
- **القيمة الفعلية**: هي القيمة التي تم قياسها عمليًا في ظروف معيارية.

مثال

عند تحديد الكتلة الذرّية النسبية للماغنيسيوم، فإن القيمة المقبولة (النظرية) هي: 24.3 g/mol. افترض أن القيمة التي وجدتها خلال تجربتك تساوي 26.6 g/mol.

النسبة المئوية الخطأ =

$$\frac{|24.3 - 26.6|}{24.3} \times 100\% =$$

$$\frac{2.3}{24.3} \times 100\% = 9.47\%$$

وغالبًا ما تحتاج إلى حساب النسبة المئوية للخطأ من خلال جمع النسب المئوية للأخطاء الكامنة في الجهاز الذي استخدمته. وتعتمد النسبة المئوية للخطأ على الجهاز الذي يمتلك نسبة الخطأ الأعلى.

قراءات ميزان درجة الحرارة

افترض أن لميزان درجة الحرارة الذي تستخدمه عدم دقة (uncertainty) تساوي ±1 °C .

فإذا كنا نسجل قراءتَين لدرجة الحرارة في التجربة نفسها، مثلاً القراءة الأولى 21 °C والقراءة الثانية 42 °C، فإن فرق درجة الحرارة يساوي 21 °C.

ونظرًا لعدم الدقة الكامنة في الجهاز، ستكون القراءة الأولى (21±1) °C (أي يمكن أن تنخفض إلى 20 °C أو ترتفع إلى 22 °C). بشكل مشابه، يمكن للقراءة الثانية أن تنخفض إلى 41 °C أو ترتفع إلى 43 °C. فيكون الحدّ الأقصى للاختلاف 23 °C والحد الأدنى 19 °C. وبالتالي تكون القراءة الصحيحة (21 ± 2) °C.

$$\text{النسبة المئوية الخطأ} = \frac{\text{الحد الأقصى للخطأ}}{\text{قيمة مقاسة}} \times 100\%$$

$$\frac{2}{21} \times 100\ \% = 9.52\ \%$$

قراءات المخابير المدرجة

تُعدّ المخابير المدرجة دقيقة بشكل عام حتى ± 1 mL.

فإذا قمت بقياس 50.0 mL من محلول ما في مخبار سعته 100 mL، تكون:

$$\text{النسبة المئوية الخطأ} = \frac{\text{الحد الأقصى للخطأ}}{\text{قيمة مقاسة}} \times 100\%$$

$$\frac{1}{50} \times 100\% = 2\%$$

تابع

قراءات السحاحة

عادة ما تقرأ السحاحات المستخدمة في المدارس الحجوم بدقة تصل إلى ±0.05 mL.

إذا أخذت قراءتَين بالسحاحة أثناء عملية معايرة، فإن خطأ كل منهما يساوي ±0.05 mL، ويكون الخطأ الكلّي 0.10 mL.

إذا أخذت من السحاحة 22 mL من المحلول، تكون:

$$\text{النسبة المئوية الخطأ} = \frac{\text{الحد الأقصى للخطأ}}{\text{قيمة مقاسة}} \times 100\%$$

$$\frac{0.10}{22} \times 100\% = 0.45\ \%$$

قراءات الميزان الإلكتروني

يعتمد الحدّ الأقصى للخطأ في الميزان الإلكتروني على نوعية الميزان، وتساوي دقة ميزان يمتلك منزلتَين عشريّتَين ±0.005 g. وكل قراءة يتم تسجيلها تتضمّن قيمة هذا الخطأ؛ أمّا إذا أُجريت قراءتَين، فإن الخطأ الأقصى يساوي ±0.01 g. تأمّل المثال الآتي:

كتلة أوراق بلاستيكية للوزن + مادة صلبة = 10.34 g؛

الخطأ الأقصى = 0.005 g

كتلة أوراق بلاستيكية للوزن = 10.00 g؛

كتلة المادة الصلبة = 0.34 g؛

$$\text{النسبة المئوية الخطأ} = \frac{\text{الحد الأقصى للخطأ}}{\text{القيمة المقاسة}} \times 100\%$$

$$\frac{0.010}{0.34} \times 100\% = 2.94\%$$

مهارات عمليّة ٢-٣

تحضير محلول قياسي

المحلول القياسي Standard solution هو ذلك المحلول الذي له تركيز معلوم. إذ من الممكن التحقق من تركيز المحاليل الأخرى التي لها تراكيز غير معلومة من خلال عملية المعايرة، وذلك باستخدام المحلول القياسي الذي يتم تحضيره بإذابة كتلة دقيقة من مادة مذابة (المذاب) في حجم معلوم من الماء. الخطوة الأولى في هذه العملية هي حساب كتلة المذاب اللازمة لتحضير المحلول القياسي. فعلى سبيل المثال، إذا طُلب إليك تحضير 250 mL (0.25 L) من محلول كربونات الصوديوم تركيزه 0.100 mol/L، فيجب عليك أولًا حساب كتلة كربونات الصوديوم ووزنها بدقة لتحضير هذا المحلول القياسي.

في المعادلات المستخدمة لحساب الكميات والتراكيز، تمثل الرموز الآتية ما يلي:

M = التركيز (mol/L)

n = عدد المولات (mol)

V = الحجم (mL)

m = الكتلة (g)

M_r = الكتلة المولية (g/mol)

مع الأخذ في الاعتبار أنه لا تتكوّن محاليل قياسية جيدة من المواد جميعها. وذلك بسبب أن بعض المواد يكون من الصعب الحصول عليها في شكلها النقي تمامًا، أو قد تكون غير مستقرة في الهواء، أو أنها لا تذوب بسهولة في الماء.

مصطلحات علمية

المحلول القياسي Standard solution: هو محلول له تركيز دقيق ومعلوم، مثل محلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 1.00 mol/L. ويجب أن تكون المادة المستخدمة لتحضير المحلول القياسي ثابتة في الهواء وفي داخل المحلول، وأن تتم معايرتها بشكل متكرر، وذلك باستخدام تفاعل معلوم.

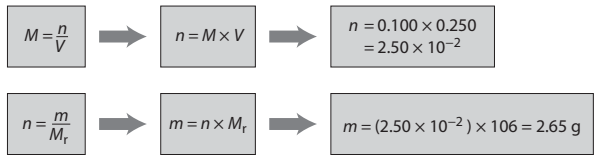
تابع

الجزء ١: حساب كتلة المذاب المطلوبة

قبل تحضير المحلول القياسي، ينبغي حساب كتلة **المذاب Solute** التي ستحتاج إلى وزنها باستخدام المعادلتَين الآتيتَين:

$$M = \frac{n}{V} \quad \text{و} \quad n = \frac{m}{M_r}$$

ويوضح الشكل (٢-٣) مخطط العمليات الحسابية لحساب كتلة كربونات الصوديوم (M_r = 106) اللازمة لتحضير 250 mL من المحلول بتركيز 0.100 mol/L.



الشكل ٢-٣ عملية حساب كتلة كربونات الصوديوم

مصطلحات علمية

المذاب Solute: مادة تذوب في مذيب لتكوين محلول.

الجزء ٢: تحضير 250 mL من المحلول القياسي

ولتحضير المحلول القياسي للمادة المذابة سوف تحتاج إلى:

المواد والأدوات

- ميزان إلكتروني وقارب وزن
- كأس زجاجية سعتها 250 mL
- ساق زجاجية أو بلاستيكية للتقليب
- قمع ترشيح
- قطارة بلاستيكية للحجوم الصغيرة
- دورق حجمي سعته 250 mL
- ماء مقطر في قنينة غسيل

الطريقة:

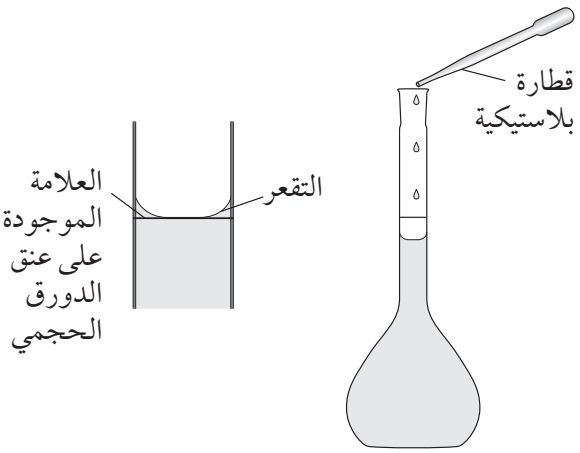
١. استخدم قارب الوزن لوزن الكميّة المطلوبة من المذاب، (2.65 g) ثم ضعها في الكأس الزجاجية سعة 250 mL. وللتأكد من عدم وجود بقايا من المذاب في قارب الوزن، اغسله مرتَين باستخدام الماء المقطر من قنينة الغسيل، وصب ماء الغسيل في الكأس الزجاجية.

٢. أضف مزيدًا من الماء إلى الكأس الزجاجية بحيث يكون لديك نحو 100 mL. حرّك المخلوط بساق التقليب حتى تذوب كربونات الصوديوم تمامًا.

٣. ضع قمع الترشيح داخل فوهة عنق الدورق الحجمي سعة 250 mL، ثم صبّ محتويات الكأس الزجاجية في الدورق.

٤. باستخدام قنينة الغسيل، اغسل الكأس الزجاجية، وصب ماء الغسيل في الدورق. كرر هذه العملية عدة مرات. يجب عليك غسل ساق التقليب أيضًا.

٥. عندما يصبح مستوى السائل أدنى من الخط الموجود على عنق الدورق الحجمي بـ 2–3 mL، استخدم القطارة البلاستيكية بعناية شديدة لإضافة الماء المقطر (من قنينة الغسيل) إلى المحلول قطرة قطرة حتى تلامس أدنى نقطة من التقعر الخطّ الموجود على عنق الدورق كما هو موضح في الشكل (٢-٤).



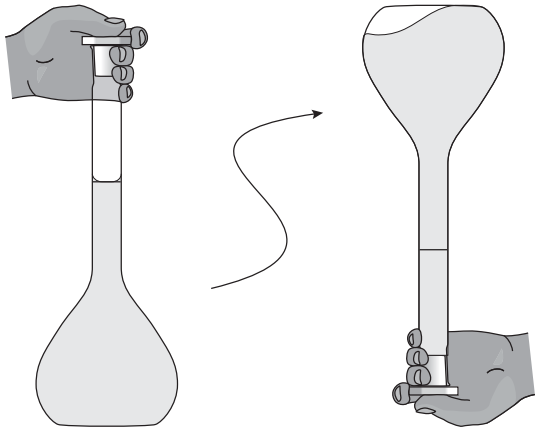
الشكل ٢-٤ عملية ملء الدورق الحجمي

مهمّ

- يجب عليك التأكد من أن حجم المحلول في الدورق الحجمي لا يتجاوز خط العلامة الموجود على عنقه.
- إذا تجاوزت العلامة، وأصبح مستوى السائل أعلى من الخط، يجب عليك إعادة وزن المذاب، وتحضير المحلول من جديد.

تابع

٦. أغلق الدورق الحجمي بالسدادة، واضغط عليها بإبهام يدك لإحكام إغلاقها، ثم اخلط المحلول وذلك بقلب الدورق رأسًا على عقب خمس أو ست مرات على الأقل (انظر الشكل ٢-٥). إذا كنت لا تزال تشاهد تيارات تدور في السائل داخل الدورق الحجمي، فهذا يعني أنك لم تخلط محتوياته في شكل كاف، لذا، اقلبه رأسًا على عقب من جديد عدة مرات أخرى.



الشكل ٢-٥ عملية رجّ الدورق الحجمي

٢-٤ المعايرة والتناسب الكيميائي

مصطلحات علمية

المعايرة Titration: طريقة لإيجاد كمّية مادة موجودة في محلول عبر تفاعلها مع كمّية معروفة من مادة أخرى. ويُستخدم كاشف لتوضيح انتهاء تفاعل المادتَين معًا بشكل تام (بالكمّيات المتكافئة الصحيحة).

تُستخدم عمليات **المعايرة Titrations** لقياس حجم أو حساب تركيز محلول يتفاعل بشكل كامل مع محلول آخر. فالمعايرة هي تقنية تحليلية تُستخدم بشكل واسع في الصناعة.

فعلى سبيل المثال، تستخدم الصناعات الغذائية عمليات المعايرة لتحديد كمّيات الملح أو السكّر الموجودة في منتج ما، أو لتركيز الفيتامينات المفيدة. وتُعدّ عملية المعايرة مهارة كيميائية أساسية تتضمّن معايرة حمض وقاعدة عند مزجهما في محلول كما درست في الصف العاشر. ويُستخدم كاشف لتحديد نقطة-نهاية عملية المعايرة التي يستدل عليها بتغيّر لونه. كما تُستخدم هذه التقنية في مجالات أخرى. ويوضح المثال ١٣ أهمية عملية المعايرة في حساب التركيز الدقيق لمحلول ما من خلال معادلته بحمض معلوم التركيز والحجم.

مهمّ

- عند إجراء عملية المعايرة يجب علينا معرفة تركيز أحد المحلولَين وحجمهما مع حجم أو تركيز المحلول الآخر.
- التركيز المولاري للمحلول (mol/L) = $\frac{\text{عدد مولات المادة المذابة (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$

$$M(mol/L) = \frac{n(mol)}{V(L)}$$

- بعض الكتب يُستخدم الحرف M أحيانًا بدلًا من mol/L
- توحيد وحدات القياس أثناء إجراء الحسابات

مثال

١٣. تمّت معايرة 25.0 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بـ 15.10 mL بالضبط من حمض الكبريتيك (H_2SO_4) تركيزه 0.200 mol/L، وفقًا للمعادلة الآتية:

$$2NaOH(aq) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم (mol/L).

الحلّ:

الخطوة ١: استخدم المادة المتفاعلة التي يكون تركيزها وحجمها معروفَين. احسب عدد مولات الحمض.

عدد المولات = التركيز (mol/L) × حجم المحلول (L)

$$\frac{15.10}{1000} \times 0.200$$

= 0.00302 mol

الخطوة ٢: اضرب في 2 لأن المعادلة الكيميائية الموزونة تُوضح أن مولَين (2 mol) من (NaOH) يتفاعلان مع كل مول (1 mol) من (H_2SO_4).

استخدم التناسب الكيميائي للمعادلة الموزونة لحساب عدد مولات (NaOH).

عدد مولات (NaOH) =

عدد مولات الحمض (من الخطوة ١) × 2 =

0.00604 mol

الخطوة ٣: نقسم على 0.0250؛ لأننا حولنا الحجم من mL إلى L،

لحساب تركيز محلول (NaOH) من معادلة التركيز

$$\text{التركيز (mol/L)} = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$$

$$\frac{0.00604}{0.0250} = 0.242 \text{ mol/L}$$

- تُكتب الإجابة في هيئة عدد يحمل ثلاثة أرقام معنوية لأن العدد الأصغر من الأرقام المعنوية الموجود في البيانات يساوي 3.

سؤال

(١١) **أ.** تُكتب معادلة معايرة هيدروكسيد السترونشيوم ($Sr(OH)_2$) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) على النحو الآتي:

$$Sr(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \longrightarrow SrCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

تمّت معايرة 25.0 mL من محلول هيدروكسيد السترونشيوم بـ 15.00 mL بالضبط من حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.100 mol/L. احسب تركيز محلول هيدروكسيد السترونشيوم بال mol/L.

ب. تمّت معايرة 20.0 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.400 mol/L بـ 25.25 mL بالضبط من حمض الكبريتيك. احسب تركيز محلول حمض الكبريتيك بالـ mol/L. تُكتب معادلة التفاعل على النحو الآتي:

$$H_2SO_4(aq) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SO_4(aq) + 2H_2O(l)$$

يمكننا استخدام نتائج عملية المعايرة لإيجاد التناسب الكيميائي لتفاعل ما. وللقيام بذلك، نحتاج إلى معرفة تراكيز المادتَين المتفاعلتَين وحجومهما. ويُوضح المثال ١٤ كيفية تحديد التناسب الكيميائي لتفاعل يحدث بين هيدروكسيد فلزي وحمض.

مثال

١٤. تمّت معايرة 25.0 mL من محلول هيدروكسيد فلزي رمزه الافتراضي $M(OH)_n$ تركيزه 0.0500 mol/L بمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه 0.200 mol/L. وقد تطلّبت المعايرة 12.50 mL من حمض الهيدروكلوريك بالضبط لمعادلة محلول الهيدروكسيد الفلزي. استنتج التناسب الكيميائي ومعادلة هذا التفاعل.

الحلّ:

الخطوة ١: احسب عدد مولات كل مادة متفاعلة.

عدد المولات الهيدروكسيد الفلزي =

التركيز (mol/L) × حجم المحلول (L)

$$\frac{25.0}{1000} \times 0.0500 = 1.25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

عدد مولات حمض الهيدروكلوريك =

التركيز (mol/L) × حجم المحلول (L)

$$\frac{12.50}{1000} \times 0.200 = 2.50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

الخطوة ٢: استنتج أبسط نسبة مولية لهيدروكسيد الفلز إلى حمض الهيدروكلوريك. 1.25×10^{-3} mol من الهيدروكسيد: 2.50×10^{-3} mol من الحمض؛

أي، 1 هيدروكسيد = 2 حمض

يعادل (1 mol) من أيونات الهيدروكسيد (1 mol) من أيونات الهيدروجين. وبما أن (1 mol) من هيدروكسيد الفلز يعادل (2 mol) من حمض الهيدروكلوريك، يجب إذاً أن يحتوي هيدروكسيد الفلز على أيونَي هيدروكسيد في كل وحدة صيغة (n = 2).

الخطوة ٣: اكتب معادلة للتفاعل:

$$M(OH)_n + nHCl \longrightarrow MCl_n + nH_2O$$

$$M(OH)_2(aq) + 2HCl(aq) \longrightarrow MCl_2(aq) + 2H_2O(l)$$

سؤال

(١٢) تمّت معايرة 20.0 mL من محلول هيدروكسيد فلزي تركيزه 0.0600 mol/L بمحلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.100 mol/L. وقد تطلّبت العملية 24.00 mL من حمض الهيدروكلوريك بالضبط لمعادلة محلول الهيدروكسيد الفلزي.

أ. احسب عدد مولات الهيدروكسيد الفلزي المستخدمة.

ب. احسب عدد مولات حمض الهيدروكلوريك المستخدمة.

ج. ما أبسط نسبة مولية للهيدروكسيد الفلزي إلى حمض الهيدروكلوريك؟

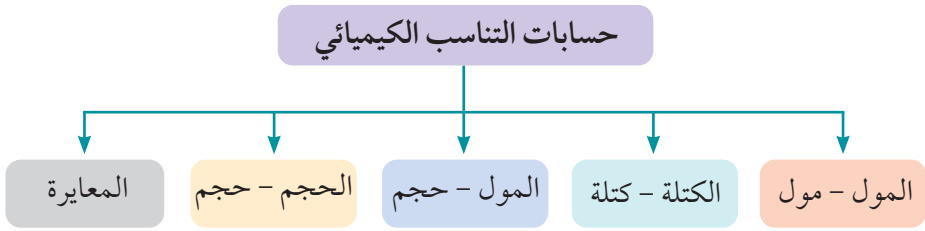
د. اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل مستعينًا بإجاباتك عن الجزئيات أ، و ب، و ج. استخدم الرمز X لتمثيل الفلز.

ملخّص

استخدام مفهوم المول:

- لحساب كتل المواد المتفاعلة.
- لإيجاد الصيغ الأولية والجزيئية.

الحصول على التناسب الكيميائي لتفاعل ما من عمليات حسابية تتضمّن كتل المواد المتفاعلة، وحجوم الغازات، وحجوم المحاليل وتراكيزها.



أسئلة نهاية الوحدة:

أفعال إجرائية

احسب: استخلص، من الحقائق المعطاة، المعلومات أو الأرقام.

١ تمّ الحصول على عيّنة من فلز الزركونيوم عبر تفاعل 58.30 g من رباعي كلوريد الزركونيوم، مع فائض من الماغنيسيوم.

$$ZrCl_4 + 2Mg \longrightarrow Zr + 2MgCl_2$$

وقد بلغت كتلة الزركونيوم الناتج 20.52 g. **احسب** النسبة المئوية لمردود الزركونيوم.

٢ يتكوّن الهيدروكربون Z من 80% من الكربون، و20% من الهيدروجين.

أ. استنتج الصيغة الأولية للهيدروكربون Z.

ب. الكتلة المولية للهيدروكربون Z تساوي 30.0 g/mol، استنتج صيغته الجزيئية.

٣ **أ.** عند احتراق 50 mL من الهيدروكربون Y، فإنه يتفاعل بشكل تام مع 300 mL من الأكسجين لتكوين 200 mL من غاز ثاني أكسيد الكربون ويتكوّن الماء في التفاعل أيضًا. اكتب معادلة هذا التفاعل، شارحًا إجابتك.

ب. يمتلك البروبان الصيغة الجزيئية (C_3H_8)، احسب كتلة 600 mL من البروبان عند درجة حرارة وضغط الغرفة. (يشغل المول الواحد من الغاز 24.0 L عند درجة حرارة وضغط الغرفة).

تابع

٤ عندما يتفاعل الصوديوم مع كلوريد التيتانيوم (IV) ($TiCl_4$)، ينتج منه تكوّن كلوريد الصوديوم (NaCl)، والتيتانيوم (Ti).

أ. اكتب المعادلة الرمزية الموزونة لهذا التفاعل.

ب. احسب كتلة التيتانيوم الناتج من تفاعل 380 g من كلوريد التيتانيوم (IV). ضمّن إجابتك ثلاثة أرقام معنوية.

ج. احسب كتلة التيتانيوم الناتج من تفاعل 46.0 g من الصوديوم. ضمّن إجابتك ثلاثة أرقام معنوية.

٥ تفاعل 4.80 L من غاز الكلور ومحلول هيدروكسيد الصوديوم، وفقًا للمعادلة الآتية:

$$Cl_2(g) + 2NaOH(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + NaOCl(aq) + H_2O(l)$$

أ. احسب عدد مولات (Cl_2) المتفاعلة (عند درجة حرارة وضغط الغرفة).

ب. احسب كتلة (NaOCl) الناتجة.

ج. يبلغ تركيز محلول (NaOH) 2.00 mol/L، احسب حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم اللازم لهذا التفاعل.

قائمة تقييم ذاتي

بعد دراسة هذه الوَحدة، أكمل الجدول كالآتي.

أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	متمكّن إلى حدّ ما	مستعدّ للمضي قدمًا
أُعرّف المصطلحَين الصيغة الأولية والصيغة الجزيئية وأستخدمهما.	١–٢			
أحسب الصيغتَين الأولية والجزيئية باستخدام بيانات معطاة.	١–٢			
أجري العمليات الحسابية باستخدام مفهوم المول الذي يتضمَن الكتل المتفاعلة.	٢–٢			
أجري العمليات الحسابية باستخدام مفهوم المول الذي يتضمَن: **أ.** النسبة المئوية للمردود. **ب.** حجوم الغازات.	٢–٢، ٢–٣، ٢–٤			
أستنتج التناسب الكيميائي لتفاعل ما باستخدام الكتل المتفاعلة، وحجوم الغازات، وحجوم المحاليل وتراكيزها.	٢–٢، ٢–٣، ٢–٤			

الجدول الدوري للعناصر

الدورة	المجموعة I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
1								1 H هيدروجين hydrogen 1.0										2 He هيليوم helium 4.0
2	3 Li ليثيوم lithium 6.9	4 Be بريليوم berylium 9.0											5 B بورون boron 10.8	6 C كربون carbon 12.0	7 N نيتروجين nitrogen 14.0	8 O أكسجين oxygen 16.0	9 F فلور fluorine 19.0	10 Ne نيون neon 20.2
3	11 Na صوديوم sodium 23.0	12 Mg ماغنيسيوم magnesium 24.3											13 Al ألومنيوم aluminium 27.0	14 Si سيليكون silicon 28.1	15 P فوسفور phosphorus 31.0	16 S كبريت sulfur 32.1	17 Cl كلور chlorine 35.5	18 Ar أرغون argon 39.9
4	19 K بوتاسيوم potassium 39.1	20 Ca كالسيوم calcium 40.1	21 Sc سكانديوم scandium 45.0	22 Ti تيتانيوم titanium 47.9	23 V فناديوم vanadium 50.9	24 Cr كروم chromium 52.0	25 Mn منغنيز manganese 54.9	26 Fe حديد iron 55.8	27 Co كوبالت cobalt 58.9	28 Ni نيكل nickel 58.7	29 Cu نحاس copper 63.5	30 Zn خارصين zinc 65.4	31 Ga غاليوم gallium 69.7	32 Ge جيرمانيوم germanium 72.6	33 As زرنيخ arsenic 74.9	34 Se سيلينيوم selenium 79.0	35 Br بروم bromine 79.9	36 Kr كريبتون krypton 83.8
5	37 Rb روبيديوم rubidum 85.5	38 Sr سترونشيوم strontium 87.6	39 Y إيتريوم yttrium 88.9	40 Zr زيركونيوم zirconium 91.2	41 Nb نيوبيوم niobium 92.9	42 Mo موليبدنوم molybdenum 95.9	43 Tc تكنيشيوم technetium –	44 Ru روثينيوم ruthenium 101.1	45 Rh روديوم rhodium 102.9	46 Pd بالاديوم palladium 106.4	47 Ag فضة silver 107.9	48 Cd كادميوم cadmium 112.4	49 In إنديوم indium 114.8	50 Sn قصدير tin 118.7	51 Sb أنتيمون antimony 121.8	52 Te تيلوريوم tellurium 127.6	53 I يود iodine 126.9	54 Xe زينون xenon 131.3
6	55 Cs سيزيوم caesium 132.9	56 Ba باريوم barium 137.3	57–71 lanthanoids	72 Hf هافنيوم hafnium 178.5	73 Ta تانتالوم tantalum 180.9	74 W تنغستن tungsten 183.8	75 Re رينيوم rhenium 186.2	76 Os أوزميوم osmium 190.2	77 Ir إريديوم iridium 192.2	78 Pt بلاتين platinum 195.1	79 Au ذهب gold 197.0	80 Hg زئبق mercury 200.6	81 Tl ثاليوم thallium 204.4	82 Pb رصاص lead 207.2	83 Bi بيزموث bismuth 209.0	84 Po بولونيوم polonium –	85 At أستاتين astatine –	86 Rn رادون radon –
7	87 Fr فرانسيوم francium –	88 Ra راديوم radium –	89–103 actinoids	104 Rf رذرفورديوم rutherfordium –	105 Db دوبنيوم dubnium –	106 Sg سيبورجيوم seaborgium –	107 Bh بوريوم bohrium –	108 Hs هاسيوم hassium –	109 Mt متيريوم meitnerium –	110 Ds دارمستاديوم darmstadtium –	111 Rg رونتجينيوم roentgenium –	112 Cn كوبرنيسيوم copernicium –	113 Nh نيهونيوم nihonium –	114 Fl فليروفيوم flerovium –	115 Mc موسكوفيوم moscovium –	116 Lv ليفرموريوم livermorium –	117 Ts تينيسين tennessine –	118 Og أوغانيسون oganesson –

المفتاح

العدد الذري
الرمز
الاسم
الكتلة الذريّة النسبية

57 La لانثانوم lanthanum 138.9	58 Ce سيريوم cerium 140.1	59 Pr برازيوديميوم praseodymium 140.9	60 Nd نيوديميوم neodymium 144.4	61 Pm بروميثيوم promethium –	62 Sm ساماريوم samarium 150.4	63 Eu أوروبيوم europium 152.0	64 Gd غادولينيوم gadolinium 157.3	65 Tb تيربيوم terbium 158.9	66 Dy ديسبروسيوم dysprosium 162.5	67 Ho هولميوم holmium 164.9	68 Er إربيوم erbium 167.3	69 Tm ثوليوم thullum 168.9	70 Yb إيتربيوم ytterbium 173.1	71 Lu لوتيشيوم lutetium 175.0
89 Ac أكتينيوم actinium –	90 Th ثوريوم thorium 232.0	91 Pa بروتاكتينيوم protactinium 231.0	92 U يورانيوم uranium 238.0	93 Np نبتونيوم neptunium –	94 Pu بلوتونيوم plutonium –	95 Am أميرسيوم americium –	96 Cm كوريوم curium –	97 Bk بيركيليوم berkelium –	98 Cf كاليفورنيوم californium –	99 Es إينشتاينيوم einsteinium –	100 Fm فيرميوم fermium –	101 Md مانديليفيوم mendelevium –	102 No نوبيليوم nobelium –	103 Lr لاورنسيوم lawrencium –

سلطنة عمان
وزارة التربية والتعليم

رؤية عمان 2040 OmanVision
نتقدم بثقة Moving Forward with Confidence

الكيمياء

الصف الحادي عشر

كتاب التجارب العملية والأنشطة

الفصل الدراسي الأول

CAMBRIDGE UNIVERSITY PRESS

الطبعة التجريبية
1444 هـ - 2022 م

سلطنة عمان
وزارة التربية والتعليم

الكيمياء

الصف الحادي عشر

كتاب التجارب العملية والأنشطة

الفصل الدراسي الأول - الجزء الأول

CAMBRIDGE
UNIVERSITY PRESS

الطبعة التجريبية 1444 هـ - 2022 م

المحتويات

المقدمة xii
كيف تستخدم هذه السلسلة xiv
كيف تستخدم هذا الكتاب xvi
الأمان والسلامة في مختبر الكيمياء ... xvii
البحث العلمي والمهارات العملية xviii

الوحدة الأولى: التركيب الذرّي

الأنشطة:
١-١ التركيب الذرّي ٢٤
١-٢ اكتشاف النواة ٢٤
١-٣ مستويات طاقة الكمّ الرئيسية والفرعية ٢٥
١-٤ الإلكترونات في الأفلاك ٢٦
١-٥ طاقات التأيّن والجدول الدوري ٢٧
١-٦ طاقات التأيّن المتتالية ٢٩

الوحدة الثانية: حسابات التناسب الكيميائي

الأنشطة:
٢-١ استنتاج الصيَغ الأولية والجزيئية ٣٤
٢-٢ حسابات المول ٣٦
٢-٣ استخدام الحجم المولي للغازات ٣٧
٢-٤ حساب التركيز والتناسب الكيميائي من نتائج المعايرة ٣٨

الاستقصاءات العملية:
٢-١ حساب الكتلة الذرّية النسبية للماغنيسيوم باستخدام الحجوم المولية..... ٤٠
٢-٢ النسبة المئوية لتركيب مخلوط من كربونات الصوديوم الهيدروجينية وكلوريد الصوديوم ٤٦

الوحدة الثالثة: الترابط الكيميائي

الأنشطة:

٣-١ الرابطة التساهمية ٥٣
٣-٢ أشكال الجزيئات ٥٤
٣-٣ الترابط والأفلاك ٥٦
٣-٤ القوى بين-الجزيئية ٥٧
٣-٥ أنواع الروابط ٥٩
٣-٦ البنى (التراكيب) الضخمة ٦١

الاستقصاءات العملية:

٣-١ الخصائص الفيزيائية لثلاثة أنواع مختلفة من التراكيب الكيميائية ٦٣

الوحدة الرابعة: تفاعلات الأكسدة-اختزال

الأنشطة:

٤-١ أعداد التأكسد ٦٨
٤-٢ تسمية المركّبات ٧٠
٤-٣ الأكسدة والاختزال ٧٠
٤-٤ العوامل المؤكسِدة والعوامل المختزِلة ٧١
٤-٥ معادلات الأكسدة-اختزال ٧٢

الاستقصاءات العملية:

٤-١ فهم الأكسدة-اختزال ٧٤

الوحدة الخامسة: الاتزان الكيميائي

الأنشطة:

٥-١ الاتزان الكيميائي ٨٥
٥-٢ معادلات الاتزان ٨٨
٥-٣ عمليات حسابية باستخدام K_c ٩٠
٥-٤ عمليات حسابية باستخدام K_p ٩١
٥-٥ الكواشف ومنحنيات المعايرة ٩٣

الاستقصاءات العملية:

٥-١ تطبيق مبدأ لوشاتيلييه على الاتزان المائي ٩٦
٥-٢ قياس ثابت التأيّن (*Ka*) لحمض الإيثانويك ٩٩
٥-٣ التغيّر في الرقم الهيدروجيني pH أثناء معايرة حمض-قاعدة ١٠٢

المقدمة

خُصّص كتاب التجارب العملية والأنشطة هذا لمساعدتك على تطوير المهارات التي سوف تحتاج إليها للنجاح في مادة الكيمياء التي تدرسها في صفك الآن، وأهمّها:

الأنشطة

توفر لك الأنشطة الموجودة في هذا الكتاب فرصًا لممارسة المهارات الآتية:

- فهم الظواهر، والنظريات العلمية التي تدرسها.
- حل الأمثلة الحسابية وغيرها من الأمثلة المختلفة.
- التفكير بشكل نقدي في التقنيات والبيانات التجريبية.
- اعتماد التنبّؤات، واستخدام الأسباب العلمية لدعم تنبّؤاتك.

وقد تم تصميم التمارين بدقّة، بحيث تتيح لك المجال لتطوير معرفتك، ومهاراتك، وفهمك، والموضوعات التي تم تناولها وتغطيتها في كتاب الطالب.

تسلّط المقدمة الموجودة في بداية كل تمرين الضوء على المهارات التي ستمارسها وأنت تجيب عن الأسئلة، بحيث يتم ترتيب التمارين وفق الترتيب نفسه للوحدات الموجودة في كتاب الطالب. وفي نهاية كل وحدة، يتم تقديم مجموعة من الأسئلة للحصول على مزيد من الدعم للمهارات التي حقّقتها، كما أنها تؤمّن لك فرصة ثمينة للتعرف على نوع التقييم الذي يُحتمل أن تواجهه في اختباراتك اللاحقة.

الاستقصاءات العملية

تُعدّ الاستقصاءات العملية جزءًا أساسيًّا من مادة الكيمياء المتقدمة، كما تتيح لك الاستقصاءات التجريبية اكتساب خبرة مباشرة في ترتيب الأجهزة والمعدات الكيميائية والتعرف على أسمائها، وكيفية استخدامها للحصول على نتائج تجريبية ذات مغزًى.

لقد تم اختيار الاستقصاءات العملية الواردة في كتاب التجارب العملية والأنشطة هذا بعناية؛ وذلك للسماح لك بممارسة مهاراتك العملية وتحسينها. كما يؤكد العمل المخبري العملي المقدم في هذا الكتاب على روح الاستفسار والخبرة المباشرة التي تعزز معرفتك وتساعدك على تطبيق النتائج واستخلاص الاستنتاجات، إضافة إلى أنه يساعدك على اختبار معرفتك وتطبيق العمل النظري.

يتبع ترتيب الاستقصاءات المقدمة في هذا الكتاب، إلى حد كبير، ترتيب الموضوعات الواردة في كتاب الطالب. وهذا لا يعني أن معلمك ملزم باتباعه، إذ تتطلّب بعض وحدات كتاب الطالب استخدام تقنيات كمية، أمّا عند إجراء هذه الاستقصاءات وتنفيذها، فإنك ستحتاج إلى آلة حاسبة، وأدوات لرسم التمثيلات البيانية.

ستساعدك الاستقصاءات المختلفة، والأسئلة المرفقة على اكتساب الثقة في التعامل مع العمل المخبري، وتطوير مجموعة واسعة من المهارات المتعلقة بالكيمياء العملية. ومن المأمول أن تساعدك أيضًا على فهم أهمية العمل المخبري في تطوير الكيمياء النظرية وتقييمها.

ونأمل ألّا تحقّق من هذا الكتاب النجاح في دراستك وفي حياتك المهنية فحسب، بل تحفيز مدى اهتمامك وفضولك المتعلق بالكيمياء أيضًا.

كيف تستخدم هذه السلسلة

تقدّم هذه المكوّنات (أو المصادر) الدعم للطلبة في الصف الحادي عشر في سلطنة عمان لتعلم مادة الكيمياء واستيعابها، حيث تعمل كتب هذه السلسلة جميعها معًا لمساعدة الطلبة على تطوير المعرفة والمهارات العلمية اللازمة لهذه المادة. كما تقدّم الدعم للمعلمين لإيصال هذه المعارف للطلبة وتمكينهم من مهارات الاستقصاء العلمي.

يقدّم «كتاب الطالب» دعمًا شاملًا لمنهج الكيمياء للصف الحادي عشر في سلطنة عمان، ويقدّم شرحًا للحقائق والمفاهيم والتقنيات العلمية بوضوح، كما يستخدم أمثلة من العالم الواقعي للمبادئ العلمية. والأسئلة التي تتضمنها كل وحدة تساعد على تطوير فهم الطلبة للمحتوى، في حين أن الأسئلة الموجودة في نهاية كل وحدة تحقق لهم مزيدًا من التطبيقات العلمية الأساسية.

يحتوي «كتاب التجارب العملية والأنشطة» على أنشطة وأسئلة نهاية الوحدة، والتي تمّ اختيارها بعناية، بهدف مساعدة الطلبة على تطوير المهارات المختلفة التي يحتاجون إليها أثناء تقدمهم في دراسة كتاب الكيمياء. كما تساعد هذه الأسئلة الطلبة على تطوير فهمهم لمعنى الأفعال الإجرائية المستخدمة في الأسئلة، إضافة إلى دعمهم في الإجابة عن الأسئلة بشكل مناسب.

كما يحقّق هذا الكتاب للطلبة الدعم الكامل الذي سوف يساعدهم على تطوير مهارات الاستقصاء العملية الأساسية جميعها. وتشمل هذا المهارات تخطيط الاستقصاءات، واختيار الجهاز وكيفية التعامل معه، وطرح الفرضيات، وتدوين النتائج وعرضها، وتحليل البيانات وتقييمها.

يدعم دليل المعلم «كتاب الطالب» و «كتاب التجارب العملية والأنشطة»، ويعزز الأسئلة والمهارات العملية الموجودة فيهما. ويتضمّن هذا الدليل أفكارًا تفصيلية للتدريس وإجابات عن كل سؤال ونشاط وارد في «كتاب الطالب» وفي «كتاب التجارب العملية والأنشطة»، فضلًا عن الإرشادات التعليمية لكل موضوع، بما في ذلك خطة التدريس المقترحة، وأفكار للتعلم النشط والتقويم التكويني، والمصادر المرتبطة بالموضوع، والأنشطة التمهيدية، والتعليم المتمايز (تفريد التعليم) والمفاهيم الخاطئة وسوء الفهم. كما يتضمن أيضًا دعمًا مفصلًا لإجراء الاستقصاءات العملية وتنفيذها في «كتاب التجارب العملية والأنشطة»، بما في ذلك فقرات «مهم» لجعل الأمور تسير بشكل جيد، إضافة إلى مجموعة من عينات النتائج التي يمكن استخدامها إذا لم يتمكن الطلبة من إجراء التجربة، أو أخفقوا في جمع النتائج النموذجية.

كيف تستخدم هذا الكتاب

خلال دراستك هذا الكتاب، ستلاحظ الكثير من الميزات المختلفة التي ستساعدك في التعلم. هذه الميزات موضحة على النحو الآتي:

الأنشطة

تفيدك التمارين في ممارسة المهارات المهمة لدراسة الكيمياء.

الاستقصاءات العملية

تتوافر الاستقصاءات في جميع أقسام هذا الكتاب، وهي تساعدك على تطوير المهارات العملية التي تُعدّ ضرورية لدراسة الكيمياء. كما تحتوي على مقدمة تحدد الهدف من العمل المخبري العملي، وعلى قائمة بالمواد والأدوات المطلوبة لإجراء الاستقصاء، وعلى نصائح تتعلق باحتياطات السلامة المهمة لضمان بقائك آمنًا أثناء إجرائه، مع متابعة حثيثة للعمل خطوة خطوة، إضافة إلى تخصيص مساحة لتدوين نتائجك التي حصلت عليها؛ ثم تُختتم بأسئلة التحليل والاستنتاج والتقييم التي تساعدك على تفسير نتائجك. وتحتوي الوحدات اللاحقة أيضًا على استقصاءات التخطيط التي تتيح لك ممارسة التخطيط لعملك المخبري الخاص بك، وعلى استقصاءات تحليل البيانات التي تؤمّن لك المزيد من الفرص لتعزيز تفكيرك التحليلي.

مصطلحات علمية

يتم تمييز المصطلحات الأساسية في النص عند تقديمها لأول مرة. ثم يتم تقديم تعريفات في الهامش تشرح معاني هذه المصطلحات.

أفعال إجرائية

لقد تمّ إبراز الأفعال الإجرائية الواردة في المنهج الدراسي بلون غامق في أسئلة نهاية الوحدة، ويمكن استخدامها في الاختبارات، خصوصًا عندما يتم تقديمها للمرة الأولى. وستجد في الهامش تعريفًا لها.

مهم

ستساعدك مربّعات النص هذه على إكمال الأنشطة والاستقصاءات، وستقدم لك الدعم في المجالات التي قد تجدها صعبة.

أسئلة نهاية الوحدة

تقيس هذه الأسئلة مدى تحقّق الأهداف التعليمية في الوحدة، وقد يتطلب بعضها استخدام معارف علمية من وحدات سابقة.

الأمان والسلامة في مختبر الكيمياء

يتضمن العمل المخبري العملي مجموعة من المهارات الخاصة به، إذ يرتبط عدد منها بالعمل بسلامة وأمان، والذي يُعدّ أمرًا ضروريًا للحصول على أقصى استفادة من العمل المخبري العملي الخاص بك. ففي كل استقصاء يتضمن عملًا مخبريًا عمليًا يتوقع منك ما يلي:

- ارتداء ما يحمي العينَين، كالنظارات الواقية أو نظارات الأمان (لاحظ أن النظارات الواقية تؤمّن مزيدًا من الحماية).
- التأكد من أن الملابس مناسبة وغير فضفاضة أو واسعة.
- ارتداء القفازات عند القيام بوزن المواد الكيميائية الخطرة، أو أثناء صبها، أو ترشيحها.

كما يُنصح أيضًا بارتداء معطف المختبر لحماية ملابسك من التلوث بالبقع الكيميائية.

يجب التعامل مع المواد الكيميائية جميعها على أنها مواد خطرة، ففي حال انسكابها على الجلد، يجب غسله فورًا باستخدام الكثير من الماء. وربّما لا تكون على دراية بمخاطر مواد كيميائية معينة، وبالتالي فإن استخدامها بدون الأخذ في الحسبان احتياطات السلامة العامة يمكن أن يؤدي إلى حدوث مشكلات غير متوقعة. وتذكّر أنه يجب عليك أيضًا التفكير في مخاطر المواد جميعها الناتجة من تفاعل كيميائي، وبخاصة عندما ينتج من التفاعل إطلاق غاز، إذ يجب إجراء التفاعلات الكيميائية التي تنتج غازات خطرة داخل خزانة الأبخرة، أو في غرفة ذات تهوئة جيدة.

وبصفتك أحد الطلبة، يجب عليك أن تتحمل مسؤولية العمل بسلامة وأمان، كما يجب عليك أن تتعلم معاني رموز السلامة والأمان الموضحة في الجدول أدناه، حيث يوضح الجدول ١ رموز المواد الخطرة الأكثر شيوعًا في مختبرات العلوم المدرسية.

رمز المادة الخطرة	التوصيف	احتياطات الأمان والسلامة
Irritant	هذه المادة مهيجة للجلد، ويمكن أن تؤدي إلى حدوث تقرحات واحمرار إذا لامست بشرتك.	ارتدِ القفازات، وواقيات العينَين عند التعامل مع المواد المهيجة.
Corrosive	هذه المادة أكّالة، وسوف تلحق الضرر ببشرتك وأنسجتك إذا حدث تلامس مباشر معها.	عند استخدام المواد الأكالة ضع النظارات الواقية دائمًا، وارتدِ القفازات أن أمكنك.
Toxic	هذه المادة سامة ويمكن أن تؤدي إلى الموت إذا تم ابتلاعها أو تنشّقها أو امتصّتها بشرتك.	ارتدِ القفازات، وواقيات العينَين عند التعامل مع المواد السامة. احرص على عدم استنشاق أي جزيئات. اغسل يديك بعد استخدام المواد السامة.
flammable	هذه المادة قابلة للاشتعال، وتشتعل فيها النار بكل سهولة.	احتفظ بالمادة بعيدًا عن اللهب المباشر، وإذا أردت تسخين مخاليط التفاعلات، استخدم الماء الساخن من غلاية الماء. استبدل السدادات الموجودة على الزجاجات باستمرار عندما لا تكون قيد الاستخدام.
Oxidizing Agent	هذه المادة عبارة عن عامل مؤكسد، فهي ستحرر الأكسجين عند تسخينها، أو بوجود مادة حفّازة.	احتفظ بالعوامل المؤكسدة بعيدة بشكل كاف عن المواد القابلة للاشتعال.
Environmentally damging	هذه المادة ضارة بالبيئة. سوف تعرّض النباتات والحيوانات للخطر إذا لامستهم.	تخلص من هذه المادة حسب إرشادات معلمك. لا تسكبها في الحوض.
Health hazard	هذه المادة تشكل خطرًا على الصحة. قد تضر بصحتك إذا تم ابتلاعها أو استنشاقها أو لامست جلدك.	ارتدِ القفازات، وواقيات العينين عند التعامل مع المواد التي تشكل خطراً على الصحة. لا تستنشق أي أبخرة. اغسل يديك بعد استخدام مواد خطرة على الصحة.

الجدول ١: رموز السلامة والأمان

البحث العلمي والمهارات العملية

إن تطبيق مهارات البحث العلمي والمهارات العملية من الصفوف السابقة وتطويرها في سياقات جديدة خلال الصفَّين الحادي عشر والثاني عشر مطلب ضروري. وبالإضافة إلى تذكر المعلومات والظواهر والحقائق والقوانين والتعاريف والمفاهيم والنظريات المذكورة في المناهج الدراسية وإلى شرحها وتطبيقها، فمن المتوقع أن يكون الطلبة قادرين على حلّ المسائل في مواقف جديدة أو غير مألوفة باستخدام التفكير المنطقي.

ويُتوقع من الطلبة إظهار استيعابهم للمهارات العملية بما في ذلك القدرة على:

- تخطيط التجارب والاستقصاءات.
- جمع الملاحظات والقياسات والتقديرات وتسجيلها وتقديمها.
- تحليل البيانات الناتجة من التجارب للوصول إلى استنتاجات وتفسيرها.
- تقييم أساليب البيانات الناتجة من التجارب وجودتها واقتراح التحسينات الممكنة للتجارب.

أمثلة على المهارات العملية

في القوائم التالية أمثلة محددة على كل مهارة من المهارات العملية. وهذه الأمثلة المحددة توجّه إلى المزيد من البحث العلمي والمهارات العملية التي يتوقع من الطلبة اكتسابها كجزء من تعلمهم.

إلى ذلك، يجب تطوير المهارات العملية الأربع وتوحيدها في كل وحدة دراسية. إلّا أن بعض الأمثلة المحددة في القوائم قد تكون أكثر صلة بالأنشطة العملية الموصى بها في وحدات دراسية معيّنة.

تعطي هذه المهارات أمثلة عن محتوى AO3 ويمكن تقييمها في الورقة العملية.

تخطيط التجارب والاستقصاءات

- تحديد المتغيّرات المستقلة والتابعة وضبطها، ووصف كيفية قياسها وضبطها.
- وصف الإجراءات والتقنيات المستخدمة في التجارب، والتي تؤدي إلى جمع بيانات موثوقة ودقيقة. استخدام مخططات واضحة ومصنفة لإظهار ترتيب الجهاز عند الحاجة.
- وصف التجارب الضابطة المناسبة.

- شرح اختيار الجهاز وأداة القياس للوصول إلى دقة مناسبة.
- شرح اختيار المواد المستخدمة في إجراء التجارب.
- وصف المخاطر الموجودة في التجربة وكيفية تقليلها.
- التنبؤ بالنتائج ووضع الفرضيات بناء على المعرفة والمفاهيم العامة.
- وصف كيفية استخدام البيانات للوصول إلى استنتاج، بما في ذلك الكمّيات المشتقة التي سوف تحسب بناءً على البيانات الخام لرسم تمثيل بياني مناسب أو وضع مخطط مناسب.

جمع الملاحظات والقياسات والتقديرات وتسجيلها وتقديمها

- تطبيق الطالب لفهمه معنى الضبط والدقة.
- تحديد قيم عدم اليقين في القياس في صورة قيم عدم يقين مطلق أو نسبة مئوية.
- جمع القياسات والملاحظات وتسجيلها بشكل منهجي، وتقديم البيانات باستخدام العناوين ووحدات القياس والأرقام ونطاق القياسات ودرجات الدقة المناسبة.
- استخدم الأساليب الرياضية أو الإحصائية المناسبة لمعالجة البيانات الخام وتسجيلها حتى العدد الصحيح من الأرقام المعنوية (يجب أن يكون هذا العدد هو نفسه أو أكثر بواحد من أصغر عدد من الأرقام المعنوية في البيانات المقدمة).

تحليل البيانات الناتجة من التجارب للوصول إلى استنتاجات وتفسيرها

- معالجة البيانات وتقديمها، بما في ذلك الرسوم والمخططات والتمثيلات البيانية باستخدام الخطوط المستقيمة أو المنحنيات الأكثر ملاءمة. وتحليل التمثيلات البيانية، بما في ذلك ميل المنحنيات.
- ربط التمثيلات البيانية ذات الخط المستقيم بالمعادلات ذات الصيغة $y = mx + c$ واشتقاق التعابير التي تعادل الميل و / أو نقطة التقاطع مع المحور الصادي في التمثيل البياني الخاص بها.
- تحديد نقطة التقاطع مع المحور الصادي للتمثيل البياني ذي الخط المستقيم أو الميل لمماس المنحنى بما في ذلك مكان وجودهما على التمثيلات البيانية بما في ذلك تلك التي لا تمر بنقطة الأصل.
- جمع قيم عدم اليقين عند إضافة الكميّات أو طرحها وجمع النسب المئوية لعدم اليقين عند ضرب الكميات أو قسمتها.

- رسم الخط المستقيم الأفضل ملاءمة من خلال النقاط الموجودة على التمثيل البياني.
- استخدام قيم الانحراف المعياري أو الخطأ المعياري، أوالتمثيلات البيانية ذات أشرطة الخطأ المعيارية، لتحديد ما إذا كانت الاختلافات في القيم المتوسطة ذات دلالة إحصائية.
- تفسير الملاحظات والبيانات الناتجة من التجارب وتقييمها، وتحديد النتائج غير المتوقعة والتعامل معها بشكل مناسب.
- وصف الأنماط في البيانات والتمثيلات البيانية. وإجراء تنبؤات بناءً على الأنماط في البيانات.
- الوصول إلى الاستنتاجات المناسبة وتبريرها بالإشارة إلى البيانات واستخدام التفسيرات المناسبة، ومناقشة مدى دعم النتائج للفرضيات.
- اقترح اختبارات تأكيدية عند الحاجة بما في ذلك الكواشف والملاحظات المتوقعة.

تقييم الأساليب واقتراح التحسينات

- تحديد الأسباب المحتملة لعدم اليقين، في البيانات أو في الاستنتاجات، واقتراح التحسينات المناسبة على الإجراءات وتقنيات إجراء التجارب.
- شرح تأثير الأخطاء النظامية (بما في ذلك الأخطاء الصفرية) والأخطاء العشوائية على القياسات.
- وصف تعديلات على تجربة ما من شأنها تحسين دقة البيانات أو توسيع نطاق الاستقصاء.

التركيب الذرّي Atomic Structure

أهداف التعلُّم

١-١ يفهم أن الذرات معظمها فراغ وتتركز كتلتها في النواة التي تحتوى على البروتونات والنيوترونات، وتوجد الإلكترونات في مدارات حولها.

١-٢ يصف توزيع الكتلة والشحنة داخل الذرة.

١-٣ يصف سلوك حزم البروتونات والنيوترونات والإلكترونات عند دخولها مجال كهربائي بنفس السرعة.

١-٤ يحدّد عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات الموجودة في كل من الذرّات والأيونات باستخدام العدد الذري (عدد البروتونات)، والعدد الكتلي (عدد النيوكليونات) والشحنة ويفهم استخدام الترميز ${}^{A}_{Z}Y$

بالنسبة للأهداف التعليمية ١-٥ إلى ١-٢٣، تعتبر كل ذرة أو أيون في الحالة المستقرة وسيكتفى بدراسة العناصر من الهيدروجين إلى الكريبتون فقط. وسيتم توفير بيانات عن طاقات التأين عند الضرورة.

١-٥ يفهم المصطلحات العلمية الآتية:
- مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك
- عدد الكمّ الرئيسي (n)
- الحالة المستقرة، وفقًا للتوزيع الإلكتروني.

١-٦ يصف عدد الأفلاك المكوّنة لمستويات الطاقة الفرعية s و p و d وعدد الإلكترونات التي يمكن أن تملأ المستويات الفرعية s و p و d.

١-٧ يصف اتّجاه ازدياد الطاقة لمستويات الطاقة الفرعية داخل مستويات الطاقة الثلاثة الأولى ومستويات الطاقة الفرعية 4p و 4s.

١-٨ يصف أشكال الأفلاك s و p ويرسمها.

١-٩ يصف التوزيعات الإلكترونية لتشمل عدد الإلكترونات في كلٍّ من مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك.

١-١٠ يشرح التوزيعات الإلكترونية من حيث طاقة الإلكترونات والتنافر بين أزواج الإلكترونات (تنافر زوج الإلكترونات المغزلي).

١-١١ يحدّد التوزيع الإلكتروني للذرّات والأيونات باستخدام العدد الذري (عدد البروتونات) والشحنة، باستخدام أيّ من الاصطلاحات الآتية: على سبيل المثال بالنسبة إلى الحديد $Fe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$ (التوزيع الإلكتروني الكامل) أو $[Ar]\ 4s^2\ 3d^6$ (التوزيع الإلكتروني المختصر).

١-١٢ يستنتج المجموعة والدورة التي ينتمى لها العنصر من خلال التوزيع الإلكتروني.

١-١٣ يستخدم الإلكترونات في «المربعات» ويفهمها، على سبيل المثال بالنسبة إلى الحديد

Fe: [Ar] ↓↑ | ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑

١-١٤ يصف الجذور الحرّة كنوع من الجسيمات يمتلك واحدًا أو أكثر من الإلكترونات المنفردة (غير المرتبطة).

١-١٥ يذكر التدرج في نصف القطر الذرّي ونصف القطر الأيوني للعناصر عبر الدورة ويشرحها.

١-١٦ يعرّف مصطلح طاقة التأيّن الأولى، IE (IE_1) ويستخدمها.

١-١٧ يكتب معادلات طاقات التأيّن الأولى وطاقات التأيّن المتتالية.

١-١٨ يحدّد التدرّج في طاقة التأيّن في الجدول الدوري عبر الدورة من اليسار إلى اليمين أو في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل ويشرحها.

١-١٩ يحدّد التغيرّات في طاقات التأيّن المتتالية لعنصر ما ويشرحها.

١-٢٠ يفهم أنّ طاقات التأيّن ناتجة من التجاذب بين النواة والإلكترونات الخارجية.

١-٢١ يشرح العوامل التي تؤثّر على طاقات التأيّن للعناصر من حيث:
- الشحنة النووية
- نصف القطر الذرّي أو الأيوني
- الحجب بواسطة الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية الداخلية
- تنافر زوج الإلكترونات المغزلي (spin-pair repulsion).

١-٢٢ يستنتج التوزيع الإلكتروني للعناصر باستخدام بيانات طاقات التأيّن المتتالية.

١-٢٣ يستنتج موقع عنصر ما في الجدول الدوري بالاعتماد على بيانات طاقات التأيّن المتتالية.

الأنشطة

نشاط ١-١ التركيب الذرّي

مهم

من المهمّ أن تتعلّم المعاني الدقيقة للمصطلحات العلمية كالعدد الكتلي والتعريفات الرئيسية. عند تعريف المصطلحات، يجب أن تكون دقيقًا.

ستتعرّف في هذا النشاط على بعض المصطلحات المتعلقة بالتركيب الذرّي.

١. طابق كلًّا من المصطلحات 1 إلى 4 الواردة في العمود الأيمن مع التعريف المناسب لها من العمود الأيسر.

1. **العدد الذرّي**	**A**	الجزء (الجسيم) المركزي البالغ الصغر من الذرّة
2. **العدد الكتلي**	**B**	مجموع عدد البروتونات وعدد النيوترونات في النواة
3. **النيوترونات**	**C**	عدد البروتونات في نواة الذرّة
4. **النواة**	**D**	جُسيمات لا تحمل شحنة وموجودة في النواة

٢. كم عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات التي يمتلكها كلّ من الأنواع (النظائر) الآتية؟

أ. $^{79}_{34}Se$

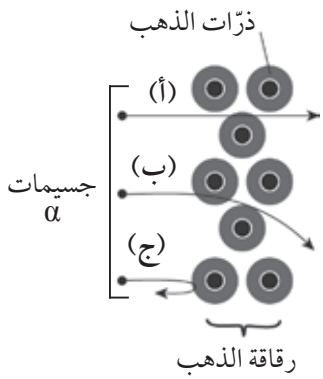
ب. $^{132}_{55}Cs^{+}$

ج. $^{18}_{8}O^{2-}$

نشاط ١-٢ اكتشاف النواة

ستتعرف في هذا النشاط على طريقة اكتشاف النواة، وعلى سلوك الجُسيمات المشحونة.

في عام 1910م، قام باحثون في مدينة مانشستر في المملكة المتحدة بإطلاق جُسيمات ألفا α (أنوية ذرات هيليوم موجبة) على صفيحة رقيقة من الذهب، فعبرت معظم جُسيمات ألفا مباشرة من خلال الرُّقاقة من دون أي انحراف، الشكل ١-١ المسار (أ)، لكن بعضها انحرف قليلًا، المسار (ب)، ونحو 1 من كل 20000 جُسيم ارتدّ وتراجع، المسار (ج).



الشكل ١-١: إطلاق جُسيمات ألفا α على صفيحة رقيقة من الذهب.

١. اكتب الترميز لنواة الهيليوم.

.....

٢. فسّر سبب مرور معظم جُسيمات ألفا مباشرة عبر الرُّقاقة.

.....

٣. اشرح سبب انحراف بعض جُسيمات α قليلًا عن مسارها.

.....

٤. فسّر سبب ارتداد عدد قليل جدًا من جُسيمات α.

.....

٥. تنبّأ بما سيحدث خلال هذه التجربة إذا تمّ إطلاق حزمة من النيوترونات على صفيحة رقيقة من الذهب. اشرح إجابتك.

.....

نشاط ١-٣ مستويات طاقة الكمّ الرئيسية والفرعية

تمّ تصميم هذا النشاط لدعم فهمك **لمستويات الطاقة الرئيسية والفرعية**. وهو أيضًا يعطي تدريبًا على استنتاج **التوزيع الإلكتروني** وتفسيره.

١. يعرض الجدول ١-١ معلومات حول **مستويات طاقة الكمّ الرئيسية** والأفلاك الذرّية. استنتج أعداد الإلكترونات وأعداد **الأفلاك الذرّية** وأنواعها التي تمثّلها الأحرف من **أ** إلى **و**.

مستوى طاقة الكمّ الرئيسي	العدد الأقصى للإلكترونات في مستوى طاقة الكمّ الرئيسي	عدد مستويات الطاقة الفرعية في مستوى طاقة الكمّ الرئيسي	أنواع الأفلاك الموجودة
1	أ	1	ب
2	8	ج	2s ،2p
3	د	هـ	و

الجدول ١-١: مستويات طاقة الكمّ الرئيسية والأفلاك الذرّية.

٢. يعرض الجدول ١-٢ التوزيع الإلكتروني لبعض الذرّات والأيونات. استنتج المعلومات الناقصة في الجدول.

العدد الذرّي	رمز العنصر/الأيون	التوزيع الإلكتروني
9	F	
14		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
24	Cr	
11	Na^+	
	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
35		$[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
22	Ti^{2+}	

الجدول ١-٢: التوزيع الإلكتروني لبعض الذرّات والأيونات.

مصطلحات علمية

مستويات طاقة الكم الفرعية
Sub shells (subsidiary quantum shells):
مناطق من مستويات طاقة الكم الرئيسية تحتوي على أعداد محددة من الإلكترونات وتمتلك طاقة معينة.

مستويات طاقة الكمّ الرئيسية
Energy level:
مسافات محدّدة من النواة تتوافق مع طاقة الإلكترونات.

التوزيع الإلكتروني
Electronic configuration:
طريقة لتمثيل ترتيب الإلكترونات في الذرّات توضح مستويات طاقة الكمّ الرئيسية والفرعية وعدد الإلكترونات الموجودة، على سبيل المثال $1s^2 2s^2 2p^3$ يمكن أيضًا عرض الإلكترونات في مربّعات.

الأفلاك الذرّية
Atomic orbitals:
مناطق من الحيّز تحيط بالنواة الذرّية ويمكن أن تحتوي على إلكترونَين كحد أقصى.

٣. إلى أيّة مجموعة تنتمي كلّ من الذرّات الموضّحة أدناه والتي تمتلك التوزيع الإلكتروني الآتي؟

أ. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .....

ب. $1s^2 2s^2 2p^3$ .....

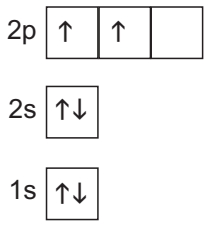
ج. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .....

د. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .....

نشاط ١-٤ الإلكترونات في الأفلاك

يدرّبك هذا النشاط على استنتاج التوزيع الإلكتروني وتفسير المخطّطات التي توضح اتّجاه دوران الإلكترون.

يوضّح الشكل ١–٢ توزيع الإلكترونات في أفلاك ذرّية واتّجاه دورانها في المربّعات.



الشكل ١–٢: توزيع الإلكترونات في الأفلاك الذرّية لذرّة الكربون.

مهم

عند إضافة الإلكترونات إلى مستويات الطاقة الفرعية:

- يتمّ وضع الإلكترونات الواحد تلو الآخر في أفلاك منفصلة حيث تدور في الاتّجاه نفسه.
- تتمّ مزاوجة الإلكترونات فقط عندما لا يتوافر المزيد من الأفلاك الفارغة في مستويات الطاقة الفرعية.

١. فسّر انطلاقًا من الشكل ١–٢ السابق ما يلي:

أ. في مستوى طاقة الكمّ الثاني، تمتلك الإلكترونات في الأفلاك p طاقة أكبر من الإلكترونات في الفلك s؟

.....

ب. الإلكترونان الموجودان في فلك واحد يدوران في اتّجاهَين متعاكسَين.

.....

٢. ارسم مخطّطات مشابهة لتوضيح توزيع الإلكترونات واتّجاه دورانها في ذرّات كلّ من:

أ. الأكسجين (O)

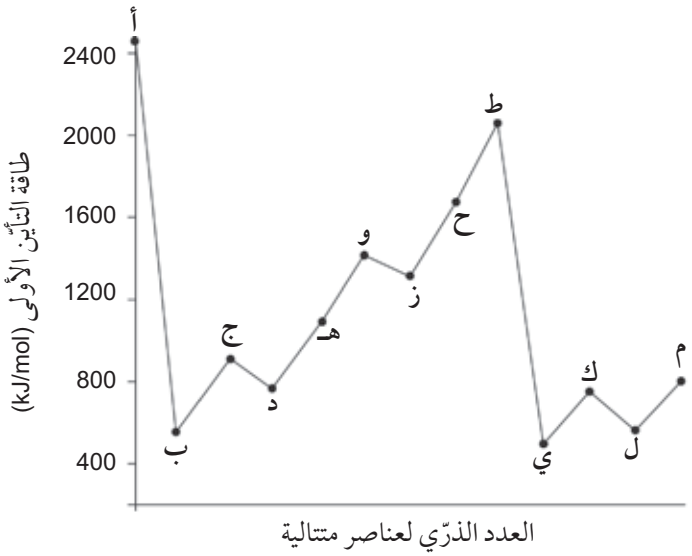
ب. الكلور (Cl)

ج. الفوسفور (P)

نشاط ١-٥ طاقات التأيّن والجدول الدوري

ستتعرّف في هذا النشاط على العوامل التي تؤثر على قيم **طاقة التأيُّن الأولى** (IE_1)، وسيساعدك على تفسير التمثيل البياني.

يوضّح التمثيل البياني أدناه طاقات التأيُّن الأولى IE_1، للعناصر المتتالية من (أ) إلى (م) في الجدول الدوري.



الشكل ١-٣: طاقات التأيُّن الأولى لعناصر متتالية.

١. أكمل الجمل الآتية باستخدام الكلمات الموجودة في القائمة أدناه.

الجذب	**الشحنة**	**الإلكترونات**	**تزداد**
الداخلية	**التأيُّن**	**النواة**	**الرئيسي**

..... قيم طاقات التأيُّن IE_1 بشكل عام، عبر الدورة من اليسار إلى اليمين. ويعود ذلك إلى زيادة ..... النووية. تُضاف الإلكترونات إلى مستوى الطاقة الكمّ ..... نفسه، عبر الدورة، لذا تزداد قُوى ..... بين ..... والإلكترونات الخارجية تدريجيًّا. وبالتالي تزداد طاقة ..... الأولى تدريجيًّا. لا يوجد تأثير كبير في قوّة الحجب عبر الدورة، لأن العدد نفسه من ..... موجود في مستويات الطاقة .....

مصطلحات علمية

طاقة التأيُّن الأولى First ionisation energy IE_1: الطاقة اللازمة لنزع مول واحد من الإلكترونات من مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية لتكوين مول واحد من الأيونات الغازية التي تحمل شحنة موجبة واحدة.

الحجب Shielding: قدرة الإلكترونات الداخلية على تقليل تأثير الشحنة النووية على الإلكترونات الخارجية.

مهم

العوامل التي تؤثّر على طاقة التأيُّن الأولى هي: حجم الشحنة النووية، وبعد الإلكترونات الخارجية عن النواة، الحجب من الإلكترونات الداخلية وتنافر زوج الإلكترونات المغزلي.

٢. أيّ عنصرَين من (أ) إلى (م) ينتميان إلى مجموعة الغازات النبيلة؟

.....

٣. على أيّ عنصرَين متتاليَين تنطبق العبارات الآتية؟

أ. عندما تبدأ دورة جديدة، يكون هناك انخفاض حادّ في قيمة IE_1. والسبب في ذلك أن الإلكترون التالي المُضاف يكون في مستوى طاقة رئيسي أبعد عن النواة.

.....

ب. عندما يزداد العدد الذرّي بمقدار واحد، يحدث انخفاض في قيمة IE_1 بسبب تنافر زوج الإلكترونات المغزلي.

.....

ج. عندما يزداد العدد الذرّي بمقدار واحد، يحدث انخفاض في قيمة IE_1 لأن الإلكترون التالي يدخل في مستويات الطاقة الفرعية p.

.....

٤. أيّ عنصرَين ينتميان إلى المجموعة II؟ .....

٥. ما العنصر الآخر الموجود في نفس مجموعة العنصر (م)؟ .....

٦. ما العنصر الموجود في المجموعة 17 (VII)؟ .....

٧. ما الدليل الموجود في التمثيل البياني على أن قيمة IE_1 تقلّ في المجموعة عند الانتقال من أعلى إلى أسفل؟ .....

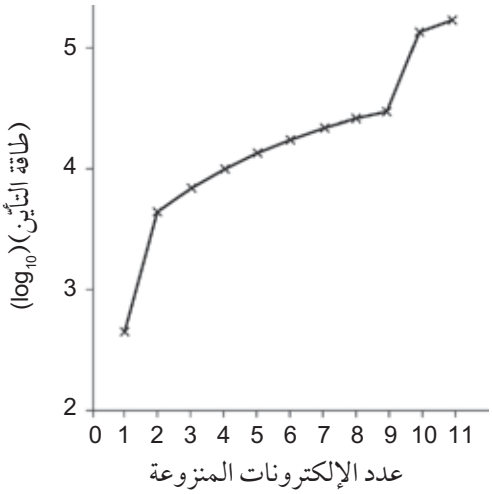
مهم

تنافر زوج الإلكترونات المغزلي: يتنافر زوج الإلكترونات الموجود في الفلك نفسه لأن الإلكترونَين يمتلكان الشحنة نفسها. يؤدّي تزاوج الإلكترونَين، بحيث يدوران في اتّجاهَين متعاكسَين، إلى تقليص التنافر بينهما. ويكون هذا التنافر أكبر من تنافر الإلكترونات المنفردة الموجودة في أفلاك منفصلة. ولهذا السبب فإن الإلكترونات الموجودة في الأفلاك p و d تستقر مفردة أولًا في أفلاك منفصلة قبل أن تتمّ مزاوجتها.

نشاط ١-٦ طاقات التأيّن المتتالية

ستتعرّف في هذا النشاط على مفهوم **طاقات التأيُّن المتتالية**: IE_1، IE_2، إلخ... وعلى طريقة كتابة التوزيع الإلكتروني، ويقدّم لك مزيدًا من التدريب على تفسير الرسوم البيانية.

يوضّح الرسم البياني أدناه طاقات التأيُّن المتتالية للصوديوم (Na) مقابل عدد الإلكترونات المنزوعة.



الشكل ١-٤: اللوغاريتم العشري لطاقات التأيُّن المتتالية للصوديوم.

١. كيف يوضّح هذا الرسم البياني أن ذرّة الصوديوم تمتلك:

أ. إلكترونًا واحدًا يمكن نزعه بسهولة.

.....

ب. إلكترونَين اثنَين في مستوى طاقة الكمّ الرئيسي الأول.

.....

ج. ثمانية إلكترونات في مستوى طاقة الكمّ الرئيسي الثاني.

.....

٢. تمثّل المعادلة أدناه طاقة التأيُّن الأولى للصوديوم (Na).

$$Na(g) \rightarrow Na^{+}(g) + e^{-}$$

اكتب المعادلة لكلا المعطيَين الآتيَين:

أ. طاقة التأيُّن الرابعة للكالسيوم (Ca). .....

ب. طاقة التأيُّن الثانية للفوسفور (P). .....

مصطلحات علمية

طاقات التأيُّن المتتالية Successive ionisation energies: الطاقات اللازمة لنزع الإلكترونات الواحد تلو الأخر من كل ذرة في مول واحد من ذرات عنصر ما في حالته الغازية.

مهم

بشأن مقياس $\log_{10}$ في الرسم البياني: إن استخدام هذا المقياس يساعد فقط على جعل القيم مناسبة للرسم البياني. (تذكّر أن هذا المقياس ليس له وحدة قياس).

مهم

عند كتابة معادلات توضح طاقات التأيُّن المتتالية، تذكّر ما يلي:

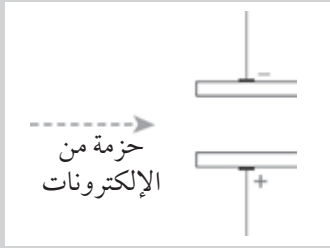
- يتمّ عرض المعادلة بوساطة الشحنة الموجودة على الأيون المتكوّن، على سبيل المثال:
  $Na^{4+}(g) \rightarrow Na^{5+}(g) + e^{-}$
  تمثّل معادلة التأيُّن الخامسة.
- تكون الأيونات المتكوّنة دائمًا موجبة وفي الحالة الغازية.

أسئلة نهاية الوحدة

١. أ. يقع الكوبالت (Co) والنيكل (Ni) أحدهما بجانب الآخر في الجدول الدوري.
في ما يلي رمزان نظيران للكوبالت والنيكل:
$^{58}_{28}Ni$ $^{59}_{27}Co$

١- أيّ من هذَين النظيرَين يمتلك العدد الأكبر من النيوترونات؟ **اشرح** إجابتك.
٢- أيّ من هذَين النظيرَين يمتلك إلكترونات أقلّ؟ اشرح إجابتك.
٣- يمتلك أحد أيونات الكوبالت (Co) 27 بروتونًا و 24 إلكترونًا. اكتب رمز هذا الأيون.

٢. تمّ إطلاق حزمة من الإلكترونات عبر مجال كهربائي بين لوحَين مشحونَين، كما في الشكل أدناه.



صف سلوك حزمة الإلكترونات عندما تمرّ عبر اللوحَين. اشرح إجابتك.

٣. ينتمي البورون (B) (العدد الذرّي 5) والغاليوم (Ga) (العدد الذرّي 31) إلى المجموعة نفسها من الجدول الدوري.

أ. اكتب التوزيع الإلكتروني لما يلي:
١- ذرّة البورون (B)
٢- ذرّة الغاليوم (Ga)
٣- أيون الغاليوم (Ga^{3+})

ب. أيهما أكبر حجمًا ذرّة الغاليوم (Ga) أم أيونه؟ اشرح إجابتك.

ج. أيّ من الذرّتَين، البورون (B) أم الغاليوم (Ga)، تمتلك طاقة التأيّن الأولى الأصغر؟ اشرح إجابتك.

د. ١- **قارن** بين طاقات التأيّن الأولى للبريليوم (Be) والبورون (B) والكربون (C) واشرح سبب امتلاك البورون (B) طاقة التأيّن الأولى الأصغر بين هذه الذرّات الثلاث.
٢- اكتب المعادلة التي تمثّل طاقة التأيّن الأولى للبورون (B).

هـ. يمتلك الغاليوم (Ga) كلا النوعَين من الأفلاك s و p. ارسم شكل كل من هذه الأفلاك.

أفعال إجرائية

اشرح Explain: اعرض الأهداف أو الأسباب أو العلاقة بوضوح، وادعم إجابتك بأدلّة ذات صلة.

أفعال إجرائية

قارن Compare: حدّد أوجه التشابه و / أو الاختلافات معلّقًا عليها.

تابع

٤. يحتوي كلوريد الكروم (III) ($CrCl_3$) على أيونات Cl^- و Cr^{3+}.

أ. اكتب التوزيع الإلكتروني لما يلي:

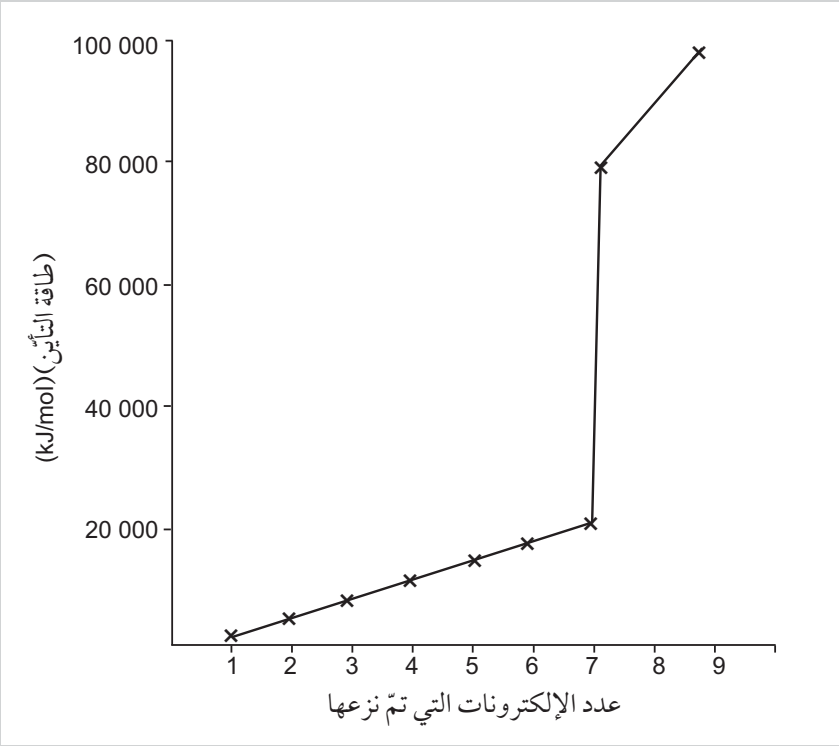
١- أيون الكلوريد (Cl^-)

٢- ذرّة الكروم (Cr)

٣- أيون الكروم (III) (Cr^{3+})

ب. **حدّد** العنصر الذي تمتلك ذرّاته التوزيع الإلكتروني نفسه الذي يمتلكه أيون الكلوريد (Cl^-).

ج. ينتمي الفلور والكلور إلى المجموعة نفسها. يوضّح الشكل أدناه طاقات التأيّن المتتالية مقابل عدد الإلكترونات التي تمّ نزعها من ذرّة الفلور (F).



١- اشرح سبب حدوث ارتفاع تدريجي في طاقات التأيّن المتتالية نتيجة نزع الإلكترونات السبعة الأولى.

٢- اشرح سبب حدوث ارتفاع حادّ في طاقة التأيّن الثامنة.

٣- اكتب المعادلة التي تمثّل طاقة التأيّن الثالثة للفلور.

أفعال إجرائية

حدّد Determine: سمّ / اختر / أجب استنادًا إلى المعلومات المُتاحة.

تابع

٥. يعرض الجدول أدناه طاقات التأيّن المتتالية بوحدة (kJ/mol) لأربعة عناصر فلزية، افتراضية هي **A**، **B**، **C**، **D**:

العنصر	طاقات التأين (kJ/mol)				
	IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5
A	578	1817	2745	11578	14831
B	496	4563	6913	9544	13352
C	419	3051	4412	5877	7975
D	590	1145	4912	6474	8144

أ. **عرّف** مصطلح طاقة التأيّن الأولى.

ب. أيّ عنصرَين ينتميان إلى المجموعة نفسها من الجدول الدوري؟ اشرح إجابتك.

ج. ما العنصر الذي يحتاج إلى طاقة أكبر لتحويل مول واحد من ذرّاته إلى مول واحد من الأيونات له الشحنة +2؟

د. أيّ عنصر يكوّن أيونًا شحنته +3 عندما يتفاعل؟ اشرح إجابتك.

هـ. اقترح قيمة لطاقة التأيّن السادسة للعنصر (C). برّر إجابتك.

و. يُعدّ الفاناديوم (V) فلزًا انتقاليًّا:

١- اكتب التوزيع الإلكتروني للفاناديوم (V).

٢- اكتب المعادلة التي تمثّل طاقة التأيّن الثانية للفاناديوم (V).

ز. تمتلك إحدى الذرّات العدد الذرّي 16. ارسم مخطّطًا للإلكترونات في أفلاكها عند مستويات الطاقة المختلفة (توزيع الإلكترونات في المربّعات) لإظهار ترتيب الإلكترونات في هذه الذرّة. **مبيّنًا** الدوران المغزلي للإلكترونات.

أفعال إجرائية

عرّف Define: أعط معنًى دقيقًا.

بيّن Show: قدم دليلًا يؤدّي إلى نتيجة معينة.

تابع

٦. يظهر كل من نصف القطر الذرّي والأيوني تغيّرًا دوريًّا عند الانتقال عبر الدورة من اليسار إلى اليمين؛ صف نمط هذا التغير لكل من:

أ. نصف القطر الذرّي التساهمي

ب. نصف القطر الأيوني

ج. ينتمي الكلور (Cl)، والبروم (Br)، واليود (I) إلى الهالوجينات. اشرح سبب ازدياد نصف القطر الذرّي لذرّات الهالوجين عند الانتقال في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل.

د. عندما يتعرّض جُزيء من الكلور (Cl_2) لأشعّة الشمس، فإنه يتفكّك ليكوّن جذورًا حرّة.

١- اشرح المقصود بمصطلح الجذور الحرّة.

٢- **أعطِ** التوزيع الإلكتروني لجذر الكلور الحرّ ($Cl^{\bullet}$)

مصطلحات علمية

نصف القطر الذري التساهمي Atomic radius: هو نصف المسافة بين نواتَي ذرّتَين متماثلتَين مترابطتَين معًا تساهميًّا.

الجذر الحرّ Free radical: هو جسيم يحتوي على إلكترون واحد أو أكثر من الإكترونات غير المتزاوجة.

أفعال إجرائية

أعطِ Give: استخرج إجابة من مصدر معيّن أو من ذاكرتك.

حسابات التناسب الكيميائي
Stoichiometric Calculations

أهداف التعلُّم

٢-١ يعرف المصطلحات الآتية ويستخدمها:
- المول في ضوء ثابت أفوجادرو
- الصيغة الأولية والجزيئية

٢-١ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول لإيجاد الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية.

٢-٣ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول الذي يتضمّن الكتل المتفاعلة (من الصيغ والمعادلات) لتشمل تحديد:
- الكمّيات الفعلية
- النسبة المئوية للمردود
- النسبة المئوية الكتلية

٢-٤ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول الذي يتضمّن حجوم الغازات.

٢-٥ يجري العمليات الحسابية مُستخدمًا مفهوم المول الذي يتضمّن حجوم المحاليل وتراكيزها.

٢-٦ يستنتج العلاقات المرتبطة بنسب اتّحاد العناصر الكيميائية من الحسابات كما في ٢-٢ و ٢-٣ و ٢-٤ و ٢-٥

الأنشطة

نشاط ٢-١ استنتاج الصيَغ الأولية والجزيئية

ستستنتج في هذا النشاط الصيَغ الأولية والصيَغ الجزيئية بالإضافة إلى النسبة المئوية الكتلية للتركيب.

١. أ. لماذا لا تُعدّ الصيغة $C_6H_{10}Cl_2$ **صيغة أولية**؟ اشرح إجابتك.

.....

.....

ب. يمتلك مركّب من الفوسفور (P) له الصيغة الأولية $PNCl_2$، وكتلة مولية تساوي 348 g/mol. استنتج **الصيغة الجزيئية** لهذا المركّب.

.....

.....

مصطلحات علمية

الصيغة الأولية Empirical formula: هي أبسط نسبة عددية صحيحة لذرّات العناصر الموجودة في جُزيء واحد، أو في وحدة صيغة واحدة من المركّب.

الصيغة الجزيئية Molecular formula: تعبّر عن العدد الفعلي لذرات كل عنصر موجود في جُزيء واحد.

٢. عندما يحترق 14.98 g من الزرنيخ (As) بشكل تام، ينتج 19.78 g من أكسيد الزرنيخ. احسب:

أ. كتلة الأكسجين (O) في أكسيد الزرنيخ الناتج. .....

ب. عدد مولات ذرّات الزرنيخ (As) والأكسجين (O) التي تتّحد فيما بينها.
(قيم A_r : As = 74.9 O = 16.0)

.....

ج. الصيغة الأولية لأكسيد الزرنيخ الناتج. .....

د. يمتلك أكسيد الزرنيخ الناتج كتلة مولية تساوي 395.6 g/mol. استنتج صيغته الجزيئية.

.....

.....

هـ. الصيغة الأولية لأكسيد آخر من الزرنيخ هي As_2O_5. احسب النسبة المئوية الكتلية للزرنيخ (As) في As_2O_5. قرِّب إجابتك إلى 3 أرقام معنوية.

.....

.....

مهم

تذكّر أن النسبة المئوية الكتلية لعنصر ما تُحسب باستخدام المعادلة الآتية:

$$\text{النسبة المئوية الكتلية (\%)} = \frac{\text{الكتلة الذرية} \times \text{عدد مولات عنصر معيّن في مركّب}}{\text{الكتلة المولية لمركّب}} \times 100\%$$

نشاط ٢-٢ حسابات المول

ستُجري في هذا النشاط بعض العمليات الحسابية الأساسية باستخدام مفهوم المول.

مهم

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة (g)}}{\text{الكتلة المولية (g/mol)}}$$

١. يتمّ اختزال أكسيد الرصاص Pb_3O_4، بالتسخين مع كمّية فائضة من الكربون (C)، وفقًا للمعادلة الآتية:

$$Pb_3O_4 + 4C \rightarrow 3Pb + 4CO$$

اتّبع الخطوات أدناه لحساب الكتلة المتكوّنة من الرصاص (Pb) عند اختزال 41.12 g من Pb_3O_4.

احسب:

أ. الكتلة المولية لـ Pb_3O_4 (قيَم A_r : Pb = 207.2, O = 16.0)

.....

.....

ب. عدد مولات Pb_3O_4 (إلى 3 أرقام معنوية). .....

ج. عدد مولات الرصاص (Pb) الناتجة. .....

د. كتلة الرصاص الناتجة (إلى 3 أرقام معنوية). .....

٢. تتفاعل 35.61 g من القصدير (Sn) بشكل تام، مع 42.60 g من الكلور (Cl_2)، لتكوين 78.21 g من كلوريد القصدير (IV) $SnCl_4$.

أ. احسب عدد مولات كل من:

القصدير (Sn) .....

الكلور (Cl_2) .....

كلوريد القصدير ($SnCl_4$) (IV) .....

(قيم A_r: Cl 35.5، Sn = 118.7)

.....

ب. استنتج **التناسب الكيميائي** لهذا التفاعل الكيميائي.

.....

مصطلحات علمية

التناسب الكيميائي
Stoichiometry: تمثيل النسب المولية للمواد المتفاعلة والناتجة.

نشاط ٢-٣ استخدام الحجم المولي للغازات

ستستخدم في هذا النشاط الحجم المولي للغازات لاستنتاج التناسب الكيميائي لتفاعل ما.

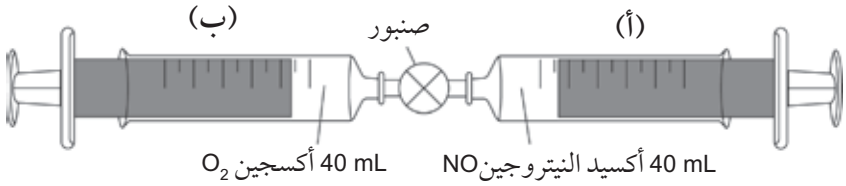
مهم

يبلغ حجم المول الواحد من أيّ غاز عند درجة حرارة وضغط الغرفة (**r.t.p.**) 24 L.

$$\text{عدد مولات الغاز} = \frac{\text{حجم (L)}}{24} \quad \text{أو} \quad \frac{\text{حجم (mL)}}{24000}$$

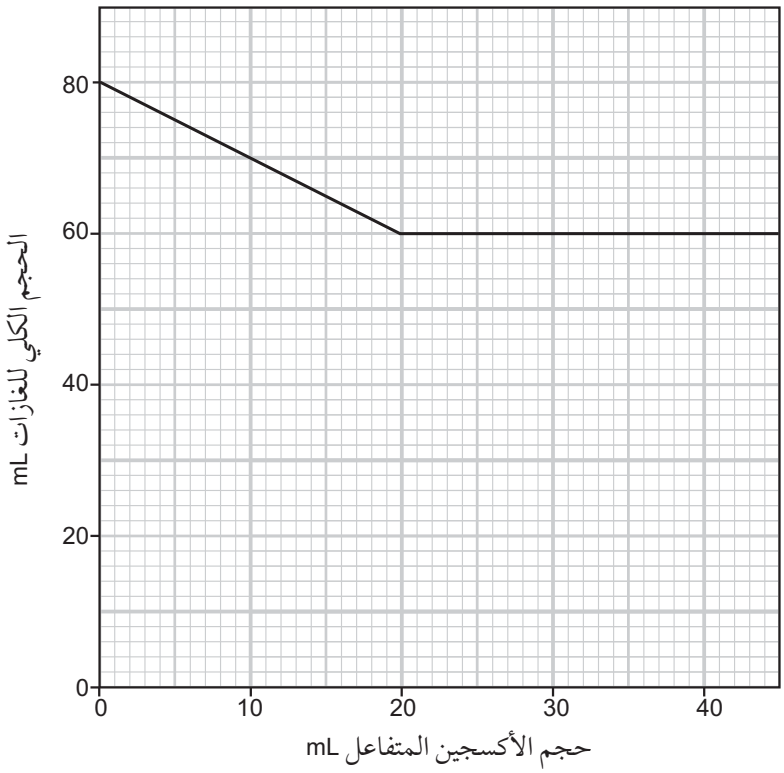
١. يتمّ إعداد محقنَين زجاجيَّين للغاز كما هو موضّح أدناه.

تمّ ضخ كمّيات صغيرة من الأكسجين من المحقن (ب) إلى المحقن (أ). تكوّنت مادة جديدة هي أكسيد نيتروجين غازي آخر، NO_y.



بعد كل إضافة من الأكسجين، يُغلق الصنبور ويُقاس الحجم الكلّي للغازات.

نتائج هذه التجربة موضّحة في الرسم البياني أدناه.



أ. ما حجم الأكسجين (O_2) الذي يتفاعل مع 40 mL من أحادي أكسيد النيتروجين (NO)؟

.....

ب. ما حجم NO_y الناتج؟ .....

ج. استنتج صيغة NO_y. .....

د. اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل. .....

نشاط ٢-٤ حساب التركيز والتناسب الكيميائي من نتائج المعايرة

يتألف هذا النشاط من جزأين. ستتدرّب في الجزء الأول على حساب **المعايرة**؛ وتستنتج في الجزء الثاني التناسب الكيميائي للتفاعل من نتائج المعايرة.

مصطلح علمي

المعايرة Titration:
طريقة لإيجاد كمّية مادة موجودة في محلول عبر تفاعلها مع كمّية معروفة من مادة أخرى. ويُستخدم كاشف لتوضيح انتهاء تفاعل المادتَين معًا بشكل تام (بالكمّيات المتكافئة الصحيحة).

الجزء 1

تمت معادلة 25 mL من محلول كربونات الصوديوم ($Na_2CO_3(aq)$) بالضبط باستخدام 22.5 mL من حمض الهيدروكلوريك ($HCl(aq)$) بتركيز 0.200 mol/L.

١. اكتب المعادلة الموزونة للتفاعل.

.....

٢. احسب عدد مولات الحمض المستخدم.

.....

٣. من خلال التناسب الكيميائي للمعادلة، كم عدد مولات كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) التي تتفاعل مع مول واحد من حمض الهيدروكلوريك (HCl)؟

.....

٤. احسب تركيز محلول كربونات الصوديوم ($Na_2CO_3(aq)$).

.....

٥. كم عدد مولات كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) في 25 mL من المحلول؟

.....

الجزء 2

تمت معادلة 25.0 mL من محلول هيدروكسيد فلز بتركيز 0.200 mol/L تمامًا باستخدام 18.5 mL من حمض النيتريك (HNO_3) بتركيز 0.270 mol/L. ستستخدم فيما يلي نتائج المعايرة لاستنتاج التناسب الكيميائي للتفاعل.

١. كم عدد مولات هيدروكسيد الفلز التي تفاعلت؟

.....

٢. كم عدد مولات حمض النيتريك (HNO_3) التي تفاعلت؟

.....

٣. ما النسبة المولية الأبسط في هذا التفاعل؟

.....

٤. اكتب معادلة للتفاعل مستخدمًا الرمز (X) لتمثيل الفلز.

.....

الاستقصاءات العملية

استقصاء عملي ٢-١: حساب الكتلة الذرّية النسبية للماغنيسيوم باستخدام الحجوم المولية

الهدف من هذا الاستقصاء إيجاد الكتلة الذرّية النسبية للماغنيسيوم (Mg) باستخدام تفاعل الماغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك المخفّف لإنتاج غاز الهيدروجين (H_2).
وفقًا للمعادلة الآتية:

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$

يمكن إيجاد الكتلة الذرّية النسبية للماغنيسيوم (Mg) باستخدام $A_r = \frac{m}{n}$
نظرًا لأن كتلة شريط الماغنيسيوم (Mg) ذي الطول القصير تكون صغيرة جدًّا ويصعب قياسها على ميزان إلكتروني، فسوف تقيس شريطًا بطول 10 cm ثم تزنه.
بعدها ستقوم بتقدير الكتل لأشرطة مختلفة ذات أطوال أقل لتستخدمها في تجاربك.

ستحتاج إلى

الموادّ والأدوات:

- جهاز لجمع الغاز وقياسه
- ورق سنبادج (صنفرة)
- شريط واحد من الماغنيسيوم بطول 10.0 cm
- مسطرة 30 cm
- قفازات بلاستيكية
- مقصّ
- ميزان إلكتروني بدقة لا تقلّ عن منزلتَين عشريّتَين
- حمض الهيدروكلوريك بتركيز 2 mol/L

⚠ احتياطات الأمان والسلامة

- تأكّد من قراءة النصائح الواردة في قسم السلامة في بداية هذا الكتاب، واستمع لأي نصيحة من معلّمك قبل تنفيذ هذا الاستقصاء.
- ارتدِ نظّارات واقية للعينَين في جميع الأوقات.
- يُعدّ الماغنيسيوم سريع الاشتعال.
- يُعدّ الهيدروجين غازًا قابلًا للاشتعال.
- يُعدّ حمض الهيدروكلوريك بتركيز 2 mol.L مادة مهيّجة.
- يتناثر ورق السنبادج أحيانًا، لذا ارتدِ القفازات في حال كانت بشرتك حسّاسة.
- إذا كنت تستخدم مخبارًا مدرّجًا زجاجيًّا لتجميع الغاز، أو محقنًا زجاجيًّا للغاز، فاحذر عند تثبيتهما، لأن الشدّ المفرط قد يؤدي إلى تحطّم الزجاج.

الطريقة

١. خذ شريطًا من الماغنيسيوم بطول 10.0 cm ونظّفه برفق باستخدام ورق السنبادج.

٢. قم بوزن شريط الماغنيسيوم النظيف وسجّل كتلته.

كتلة الشريط = g .....

٣. قُصّ الشريط إلى الأطوال الآتية قطعتَين من كل طول:

1.0 cm، 1.5 cm، 2.5 cm

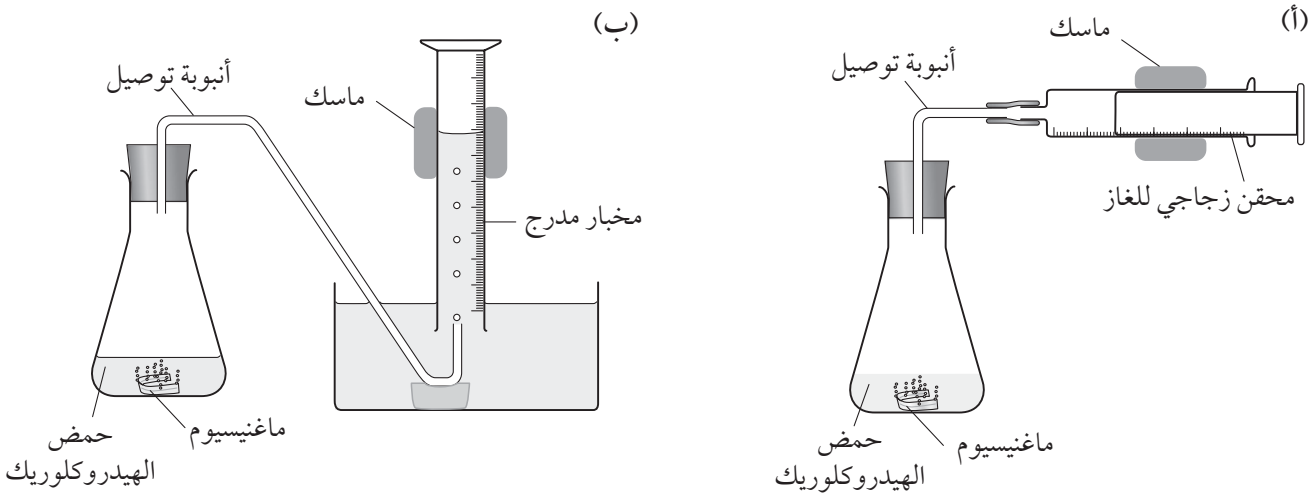
٤. بالاعتماد على كتلة شريط الماغنيسيوم التي يبلغ طولها 10 cm التي وجدتها، قدِّر كتل الأطوال 1.0 cm و 1.5 cm و 2.5 cm.

الكتلة المقدّرة لطول 1.0 cm = g .....

الكتلة المقدّرة لطول 1.5 cm = g .....

الكتلة المقدّرة لطول 2.5 cm = g .....

٥. تبعًا لنظام تجميع الغاز الذي ستستخدمه، قم بإعداد جهازك كما هو موضّح في الشكل ٢-١.



الشكل ٢-١: طريقتان مختلفتان لتجميع الغازات.

٦. ضع 25.0 mL من حمض الهيدروكلوريك ((HCl(aq)) في دورق مخروطي.

أ. قم بإعداد الجهاز لقياس الغاز.

ب. أضِف شريط ماغنيسيوم (Mg) واحد بطول 1 cm إلى الحمض، وأغلق الدورق بسرعة بالسدادة، وابدأ بتجميع الغاز.

ج. حرّك الدورق في شكل دائري باستمرار لأن الماغنيسيوم قد يلتصق بجوانبها.

د. عند انتهاء التفاعل، سجّل حجم الغاز الناتج.

هـ. حجم الغاز الناتج من شريط بطول 1.0 cm = ... mL

٧. كرّر الخطوة ٦ مع جميع الأطوال الأخرى المعروفة لشريط الماغنيسيوم.

حجم الغاز (من 1.0 cm من الشريط) = ... mL

حجم الغاز (من 1.5 cm من الشريط) = ... mL

حجم الغاز (من 1.5 cm من الشريط) = ... mL

حجم الغاز (من 2.5 cm من الشريط) = ... mL

حجم الغاز (من 2.5 cm من الشريط) = ... mL

النتائج

استخدم الجدول ٢–١ لتسجيل كتل الأشرطة المستخدمة والحجوم المقابلة من الهيدروجين الناتج.

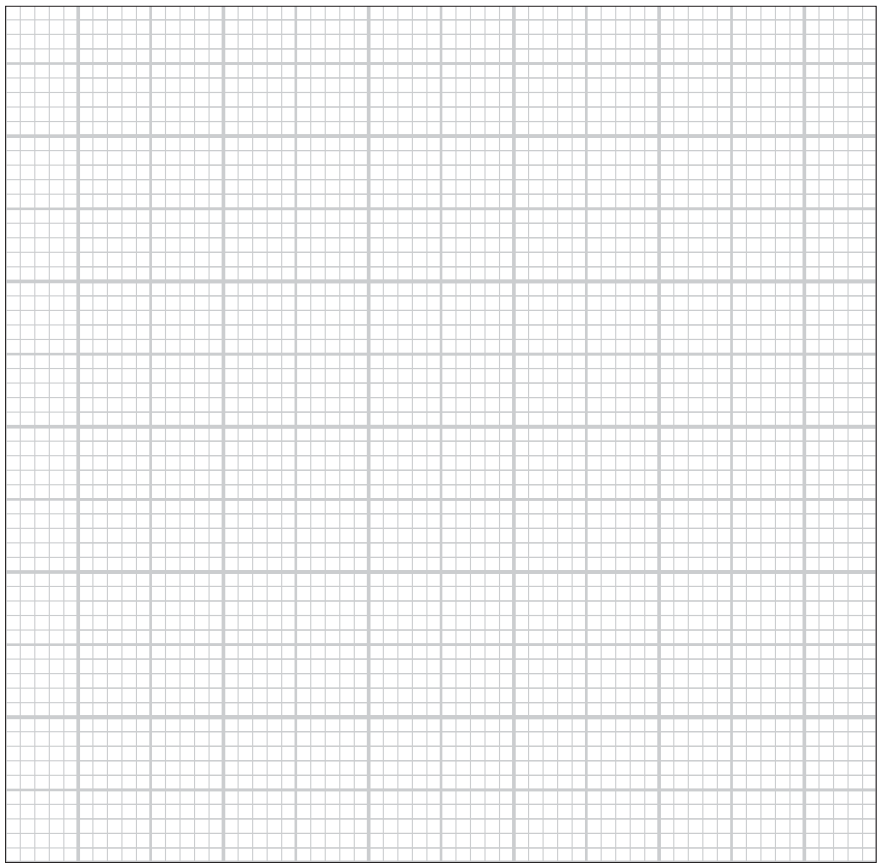
طول الشريط (cm)	كتلة الشريط (g)	حجم الغاز الناتج (mL)		
		التجربة 1	التجربة 2	التجربة 3

الجدول ٢–١: جدول النتائج.

التحليل والاستنتاج والتقويم

١. مثّل بيانيًّا كتلة الماغنيسيوم على طول المحور الأفقي (المحور *x*) مقابل حجم الغاز على المحور الرأسي (المحور *y*).

- ارسم الخطّ الأفضل ملاءمة لجمع أكبر عدد من النقاط.



٢. من التمثيل البياني، احسب كتلة الماغنيسيوم (Mg) التي تنتج 24.0 mL من غاز الهيدروجين.

.....

.....

.....

٣. أ. اعتمادًا على القيمة التي حصلت عليها، احسب عدد مولات الماغنيسيوم التي تعطي هذا الحجم من الغاز. عند درجة حرارة الغرفة والضغط العادي (r.t.p.)، يشغل 1 moL من أيّ من الغازات حجمًا يساوي 24 L أو 24000 mL).

.....

.....

.....

ب. باستخدم المعادلة: $A_r = \frac{\text{كتلة الماغنيسيوم}}{\text{عدد مولات الماغنيسيوم}}$ احسب الكتلة الذرية للماغنيسيوم.

.....

.....

.....

٤. قارن قيمة A_r مع القيمة الواردة في الجدول الدوري المتوافر لديك. وباستخدام المعادلة الآتية، احسب النسبة المئوية للخطأ في نتيجتك.

$$\text{النسبة المئوية للخطأ} = \frac{(|\text{القيمة الفعلية} - \text{القيمة التجريبية}|)}{\text{القيمة الفعلية}} \times 100\%$$

.....

.....

.....

٥. ما الحدّ الأقصى للخطأ بالنسبة إلى الميزان الإلكتروني الذي استخدمته؟

$$\text{النسبة المئوية للخطأ في عمليات الوزن التي قمت بها} = \frac{\text{الحدّ الأقصى للخطأ}}{\text{الكتلة المقاسة}} \times 100\%$$

.....

.....

٦. احسب النسبة المئوية للخطأ في قياساتك لمختلف أطوال شرائط الماغنيسيوم المستخدمة.

.....

.....

٧. باستخدام هذه المعلومات، احسب الخطأ الكلّي لقياسات الطول الخاصة بك. تذكّر أنك قمت بعملية وزن واحدة فقط، ولكن قمت بقياس عدّة حجوم وأطوال، وعليك إضافتها.

أ. الخطأ الناتج من قياسات الطول:

.....

.....

ب. الأخطاء المحتملة الناتجة من قياسات الحجم:

.....

.....

.....

.....

ج. النسبة المئوية للخطأ الكلّي المحتمل الناتجة من قراءات الجهاز:

.....

.....

.....

٨. ما العوامل الأخرى التي يمكن أن تحدّ من **دقّة** نتائجك وتُسهم في حدوث الخطأ؟

.....

.....

.....

مهم

تستطيع، بالمسطرة المستخدمة، قياس حتى 1 mm كحدّ أدنى، والحدّ الأقصى للخطأ هو ± 0.5 mm أو ± 0.05 cm. لذا، فإن طول 2 cm يساوي فعليًّا 2.0 ± 0.05 cm والنسبة المئوية للخطأ = $\frac{0.05}{2.0} \times 100\% = 2.5\%$

استقصاء عملي ٢-٢: النسبة المئوية لتركيب مخلوط من كربونات الصوديوم الهيدروجينية وكلوريد الصوديوم

مصطلحات علمية

الدقّة (في القياس)
Accuracy: مدى قرب القياس من قيمته الحقيقية.

الهدف من التجربة: استقصاء النسبة المئوية لمكوّنات مخلوط من كربونات الصوديوم الهيدروجينية (Na_2CO_3) وكلوريد الصوديوم (NaCl) باستخدام معايرة حمض–قاعدة.

ستحتاج إلى

الموادّ والأدوات:

- دورق مخروطي 150 mL
- دورق حجمي 250 mL
- قنينة غسيل
- حامل سحاحة
- ماصة 25 mL
- آجرّة بيضاء
- كأس زجاجية 250 mL
- كأس زجاجية 100 mL
- ساق زجاجية للتقليب
- قطارة صغيرة
- قمع زجاجي صغير للسحاحة وقمع أكبر للدورق الحجمي
- سحاحة 50 mL
- أوراق بلاستيكية للوزن
- ميزان إلكتروني يقرأ حتى منزلتَين عشريّتَين، والأفضل حتى ثلاثة منازل عشرية
- مخلوط من كربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) وكلوريد الصوديوم (NaCl)
- حمض الهيدروكلوريك ((HCl(aq)) 0.100 mol/L
- كاشف الميثيل البرتقالي وقطارة
- ماء مقطّر

⚠ احتياطات الأمان والسلامة

- ارتدِ نظّارات واقية للعينَين في جميع الأوقات.
- يُعدّ حمض الهيدروكلوريك ((HCl(aq)) مادة مهيجة.
- يُعدّ كاشف الميثيل البرتقالي سامًا، إذا لامس بشرتك، فاغسلها على الفور.

الجزء ١: تحضير محلول المخلوط

الطريقة

١. زن 1.90 g - 2.10 من مخلوط كربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) وكلوريد الصوديوم (NaCl).

كتلة هذا المخلوط = g .....

٢. ضع المخلوط في الدورق الحجمي سعة 250 mL، ثم أضف الماء المقطر إلى العلامة.

الجزء ٢: المعايرة

الطريقة

١. قم بمعايرة عيّنات بحجم 25 mL من هذا المحلول باستخدام محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك ((HCl(aq)) بتركيز 0.100 mol/L.

٢. أضف قطرات من الميثيل البرتقالي ككاشف.

النتائج

أكمل الجدول ٢-٢.

	معايرة تقريبية (mL)	المعايرة الأولى (mL)	المعايرة الثانية (mL)	المعايرة الثالثة (mL)
القراءة النهائية للسحاحة/mL				
القراءة الابتدائية للسحاحة/mL				
المعيار/mL				

الجدول ٢-٢: جدول النتائج.

التحليل والاستنتاج والتقويم

١. حدّد **المعايير المتوافقة** واحسب متوسط هذه القيم.

المعايير الحجمية المتوافقة = ... mL و ..... mL

متوسط المعايير المتوافقة = ... mL

باستخدام البيانات التي تمّ جمعها، احسب عدد مولات كربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) الموجودة في عيّنتك. يمكنك بعد ذلك حساب كتلة هذا المركّب، وحساب مكوّنات المخلوط.

المعادلة التي تمثّل التفاعل بين حمض الهيدروكلوريك وكربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) هي:

$$NaHCO_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

٢. احسب الآتي:

أ. حجم حمض الهيدروكلوريك 0.100 mol/L اللازم للتفاعل في شكل تام مع

مصطلحات علمية

متوافق Concordant: يصف النتائج التي تتفق بعضها مع بعض (أو قريبة بما فيه الكفاية)، بحيث يمكن استخدامها لمعالجة نتائج العمل المخبري، مثلًا: من قيَم المعايرة 24.0، و24.1، و24.5، و24.0، و24.1، فإن أول قيمتَين وآخر قيمتَين تُعدّ نتائج متوافقة.

المعيار Titre: في عملية المعايرة، هي القراءة النهائية للسحاحة مطروحًا منها القراءة الابتدائية للسحاحة.

كربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) الموجودة في 25 mL من المخلوط.

mL ..... =

ب. ١. عدد مولات حمض الهيدروكلوريك ((HCl(aq)) المتفاعل = ... × ..... =

٢. عدد مولات كربونات الصوديوم الهيدروجينية الموجودة في 25.00 mL من المحلول = mol .....

٣. عدد مولات كربونات الصوديوم الهيدروجينية الموجودة في 250 mL من المحلول

ج. كتلة كربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) الموجودة (تذكر $m = n \times M_r$)

= g .....

د. الكتلة الكلية للمخلوط = g .....

هـ. كتلة كلوريد الصوديوم الموجودة في المخلوط = g .....

و. النسبة المئوية الكتلية لكربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) الموجودة في المخلوط =

.....

ز. ما النسبة المئوية الكتلية الفعلية لكربونات الصوديوم الهيدروجينية ($NaHCO_3$) في المخلوط؟

.....

٣. احسب النسبة المئوية للخطأ في نتائجك.

$$\text{النسبة المئوية للخطأ} = \frac{\text{القيمة القصوى للخطأ}}{\text{القيمة المقاسة}} \times 100\%$$

.....

.....

٤. حدّد **الأخطاء المنهجية** الناتجة من تجربتك في الجهاز الآتي، واحسبها: (يمكنك التعرّف على الأخطاء العشوائية والمنهجية في الصفحتَين ٦٤-٦٦ من كتاب الطالب).

أ. الميزان الإلكتروني:

.....

.....

ب. قراءات السحاحة:

.....

.....

٥. حدّد **الأخطاء العشوائية** في تجربتك.

.....

.....

٦. ما العامل الرئيسي (إن وجد) في نسبة الخطأ الخاصة بتجربتك؟

.....

.....

٧. كيف يمكن تفادي ذلك؟

.....

.....

مصطلحات علمية

أخطاء منهجية Systematic errors: أخطاء ناتجة من عدم دقة البيانات بطريقة متّسقة، على سبيل المثال: تكون النتائج جميعها في تجربة قياس حجوم أعلى بمقدار 1 mL ممّا ينبغي. غالبًا ما تحدث الأخطاء المنهجية بسبب أخطاء في طريقة التجربة أو الأدوات.

أخطاء عشوائية Random errors: أخطاء ناتجة من تغيّرات تحدث بالصدفة في التجربة أو بسبب الشخص الذي يجري التجربة، على سبيل المثال: توقف التيار الكهربائي في حوض تسخين المياه لمدّة قصيرة، أو خطأ بشري في قراءة خاطئة لمرّة واحدة. ومن المحتمل أيضًا أن تتسبّب بجعل قيَم البيانات مرتفعة جدًّا أو منخفضة جدًّا.

أسئلة نهاية الوحدة

١. أ. يتفاعل 14 mL من الغاز، (C_xH_y)، بشكل تام مع 84 mL من الأكسجين (O_2). فيتكوّن 56 mL من ثاني أكسيد الكربون. استنتج صيغة الغاز، موضحًا خطوات الحل.

ب. يمتلك مركّب النسب المئوية الكتلية الآتية:

37.25% C، 7.75% H، 55% Cl. استنتج صيغته الأولية.

٢. أ. لا يمتلك الليمونيت صيغة كيميائية محددة. عادة ما تكتب صيغته على أنها $FeO(OH).nH_2O$. احسب النسبة المئوية الكتلية للحديد (Fe) في الليمونيت إذا كانت $n = 1$. (قيم A_r : $Fe = 55.8, O = 16.0, H = 1.00$)

ب. ١- احسب الكتلة القصوى للحديد (Fe) الناتج عند اختزال 798 g من أكسيد الحديد (III) Fe_2O_3 بفائض من أحادي أكسيد الكربون (CO)، وفقًا للمعادلة الآتية:

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

قرّب إجابتك إلى 3 أرقام معنوية.

(قيم A_r : $Fe = 55.8, O = 16.0$)

٢- احسب حجم ثاني أكسيد الكربون (CO_2) المتكوّن عند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p).

ج. تتكوّن عيّنة من 26.6 g من أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3) عند تسخين 60.0 g من كبريتيد الحديد (FeS_2) بشدة في فائض من الهواء، وفقًا للمعادلة الآتية:

$$4\ FeS_2\ (s) + 11\ O_2\ (g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s) + 8\ SO_2\ (g)$$

احسب **النسبة المئوية لمردود** إنتاج أكسيد الحديد (III) (Fe_2O_3).

(قيم A_r: $Fe = 55.8, O = 16.0, S = 32.1$)

مهم

بالنسبة إلى الجزئية **٢ ب**، تحتاج إلى حساب عدد الذرّات وليس الجزيئات. تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات على عدد متساوٍ من عدد متساوٍ من المولات.

مهم

تأكّد من كتابة كل خطوات الحل بوضوح.

مصطلحات علمية

النسبة المئوية للمردود %

Percentage yield = $\frac{\text{المردود الفعلي}}{\text{المردود النظري}} \times 100$

شكر وتقدير

يتوجه المؤلفون والناشرون بالشكر الجزيل إلى جميع من منحهم حقوق استخدام مصادرهم أو مراجعهم. وبالرغم من رغبتهم في الإعراب عن تقديرهم لكل جهد تم بذله، وذكر كل مصدر تم استخدامه لإنجاز هذا العمل، إلا أنه يستحيل ذكرها وحصرها جميعًا. وفي حال إغفالهم لأي مصدر أو مرجع فإنه يسرهم ذكره في النسخ القادمة من هذا الكتاب.

Images in order of appearance:
MEHAU KULYK/SCIENCE PHOTO LIBRARY/Getty Images; Bettmann/Getty Images; Nostagrams/Shutterstock; Print Collector/Getty Images; rktz/Shuttestock; Ted Horowitz/GI; Rajesh. Rajan/Shutterstock; ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY; CUHRIG/Getty Images; Science Photo Library/Getty Images

WB: Rainer Lesniewski/Shutterstock

www.moe.gov.om

CAMBRIDGE
UNIVERSITY PRESS