

الكيمياء

الصف الحادي عشر

كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول





سَلْطَنَةُ عُومَانِ
وَزَارَةُ التَّرْبِيَةِ وَالتَّعْلِيمِ

الكيمياء

الصف الحادي عشر

كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

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

تشكل مطبعة جامعة كامبريدج جزءاً من الجامعة.
وللمطبعة دور في تعزيز رسالة الجامعة من خلال نشر المعرفة، سعياً 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 قانوناً 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 ٢٠٢٣ 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 دقتها، 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 كاملاً أو مجزئاً أو ترجمته
أو تخزينه في نطاق استعادة المعلومات بهدف تجاري بأي شكل من الأشكال
إلا بإذن كتابي مسبق من الوزارة، وفي حال الاقتباس القصير يجب ذكر المصدر.



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



المغفور له
السلطان قابوس بن سعيد
- طيب الله ثراه -



النشيد الوطني



يا رَبَّنَا احْفَظْ لَنَا
وَالشَّعْبَ فِي الأَوْطَانِ
وَلْيَدُمُ مَوَئِيدًا
جَلالَةَ السُّلْطَانِ
بِالأَعِزِّ والأَمَانِ
عاهِلًا مُمَجِّدًا

بِالنُّفوسِ يُفْتَدَى

يا عُمانُ نَحْنُ مِنْ عَهْدِ النَّبِيِّ
فازَتْقِي هَمامَ السَّماءِ
أَوْفِياءُ مِنْ كِرامِ العَرَبِ
وَأمَلِّئِي الكَوْنَ ضِياءَ

وَاسْعَدِي وَانْعَمِي بِالرِّخاءِ

تقديم

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

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

وقد حظيت المناهج الدراسية، باعتبارها مكوّنًا أساسيًا من مكوّنات المنظومة التعليمية، بمراجعة مستمرة وتطوير شامل في نواحيها المختلفة؛ بدءًا من المقرّرات الدراسية، وطرائق التدريس، وأساليب التقويم وغيرها؛ وذلك لتناسب 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 اتّجهت إلى الاستفادة من الخبرات الدولية؛ اتساقًا مع التطوّر المتسارع في هذا المجال، من خلال تبني مشروع السلاسل العالمية في تدريس هاتين المادّتين وفق المعايير الدولية؛ من أجل تنمية مهارات البحث والتقصّي والاستنتاج لدى الطلبة، وتعميق فهمهم للظواهر العلمية المختلفة، وتطوير قدراتهم التفاضلية في المسابقات العلمية والمعرفية، وتحقيق نتائج أفضل في الدراسات الدولية.

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

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

والله ولي التوفيق

د. مديحة بنت أحمد الشيبانية

وزيرة التربية والتعليم

المحتويات

xii	كيف تستخدم هذه السلسلة
xiv	كيف تستخدم هذا الكتاب
xvi	المقدمة

الوحدة الأولى: التركيب الذري

٢١	١-١ مكونات الذرة
٢٦	٢-١ مستويات الطاقة الفرعية والأفلاك الذرية
٢٩	٣-١ التوزيع الإلكتروني
٣٥	٤-١ تدرج الخصائص ودوريتها في الجدول الدوري
٣٧	٥-١ طاقة التأين (IE)

الوحدة الثانية: حسابات التناسب الكيميائي

٥٤	١-٢ الصيغ الأولية والجزيئية
٥٦	٢-٢ حسابات كتل المواد المتفاعلة والنتيجة
٦٢	٣-٢ الحجم المولي والتناسب الكيميائي
٦٨	٤-٢ المعايرة والتناسب الكيميائي

الوحدة الثالثة: الترابط الكيميائي

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

الوحدة الرابعة: تفاعلات الأكسدة-اختزال

١٢٣ أعداد التأكسد	١-٤
١٣١ تفاعلات الأكسدة-اختزال	٢-٤
١٣٤ وزن المعادلات الكيميائية باستخدام أعداد التأكسد	٣-٤

الوحدة الخامسة: الاتزان الكيميائي

١٤٤ التفاعلات المنعكسة والاتزان	١-٥
١٤٩ حالة الاتزان	٢-٥
١٥٥ معادلات الاتزان وثابت الاتزان (K_c)	٣-٥
١٦٣ الاتزان في تفاعلات الغازات وثابت الاتزان (K_p)	٤-٥
١٦٨ الاتزان والصناعات الكيميائية	٥-٥
١٧٦ مصطلحات علمية	
١٨٣ الجدول الدوري للعناصر	

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 معاً لمساعدة الطلبة على تطوير المعرفة والمهارات العلمية اللازمة لهذه المادة. كما تقدّم الدعم للمعلمين لإيصال هذه المعارف للطلبة وتمكينهم من مهارات الاستقصاء العلمي.

يقدم «كتاب الطالب» دعماً شاملاً لمنهج الكيمياء للصف الحادي عشر في سلطنة عمان، ويقدم شرحاً 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 مزيداً من التطبيقات العلمية الأساسية.



يحتوي «كتاب التجارب العملية والأنشطة» على أنشطة وأسئلة نهاية الوحدة، والتي تم 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. ويتضمن هذا الدليل أفكاراً تفصيلية للتدريس وإجابات عن كل سؤال ونشاط وارد في «كتاب الطالب» وفي «كتاب التجارب العملية والأنشطة»، فضلاً عن الإرشادات التعليمية لكل موضوع، بما في ذلك خطة التدريس المقترحة، وأفكار للتعلم النشط والتقييم التكويني، والمصادر المرتبطة بالموضوع، والأنشطة التمهيدية، والتعليم المتميز (تفريد التعليم) والمفاهيم الخاطئة وسوء الفهم. كما يتضمن أيضاً دعماً مفصلاً 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:

مصطلحات علمية

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

أفعال إجرائية

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

مهم

يتم في مربعات النص هذه إدراج حقائق وإرشادات مهمة للطلبة.

أهداف التعلم

تمثل 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 الوحدة

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

العلوم ضمن سياقها

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

مهارات عملية

لا يحتوي هذا الجزء من الكتاب على تعليمات مفصلة لإجراء تجارب معينة، لكنك ستجد، في مربعات النص هذه، توجيهات أساسية حول المهارات المخبرية التي تحتاج إلى تطبيقها.

أسئلة

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

أمثلة

تحتوي على أمثلة محلولة توضح كيفية استخدام صيغة رياضية معينة لإجراء عملية حسابية.

ملخص

تحتوي مربعات النص هذه على ملخص للنقاط الرئيسية في نهاية كل وحدة.

أسئلة نهاية الوحدة

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

قائمة تقييم ذاتي

تلي الملخص عبارات تتضمن عناوين منها: «أستطيع أن» التي تتطابق مع أهداف التعلم الموجودة في بداية الوحدة: و «أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد»، أو «متمكن إلى حد ما» اللتين تشيران إلى وجوب مراجعة ما تراه ضرورياً 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	متمكن إلى حد ما	مستعد للمضي قدماً

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 قدماً في دراستها بتعمق أكثر، بذلك ستكتسب المزيد من الثقة في فهم مادة الكيمياء إذا تعمقت في هذه الموضوعات. ويشمل هذا الكتاب المفاهيم الأساسية الآتية:

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

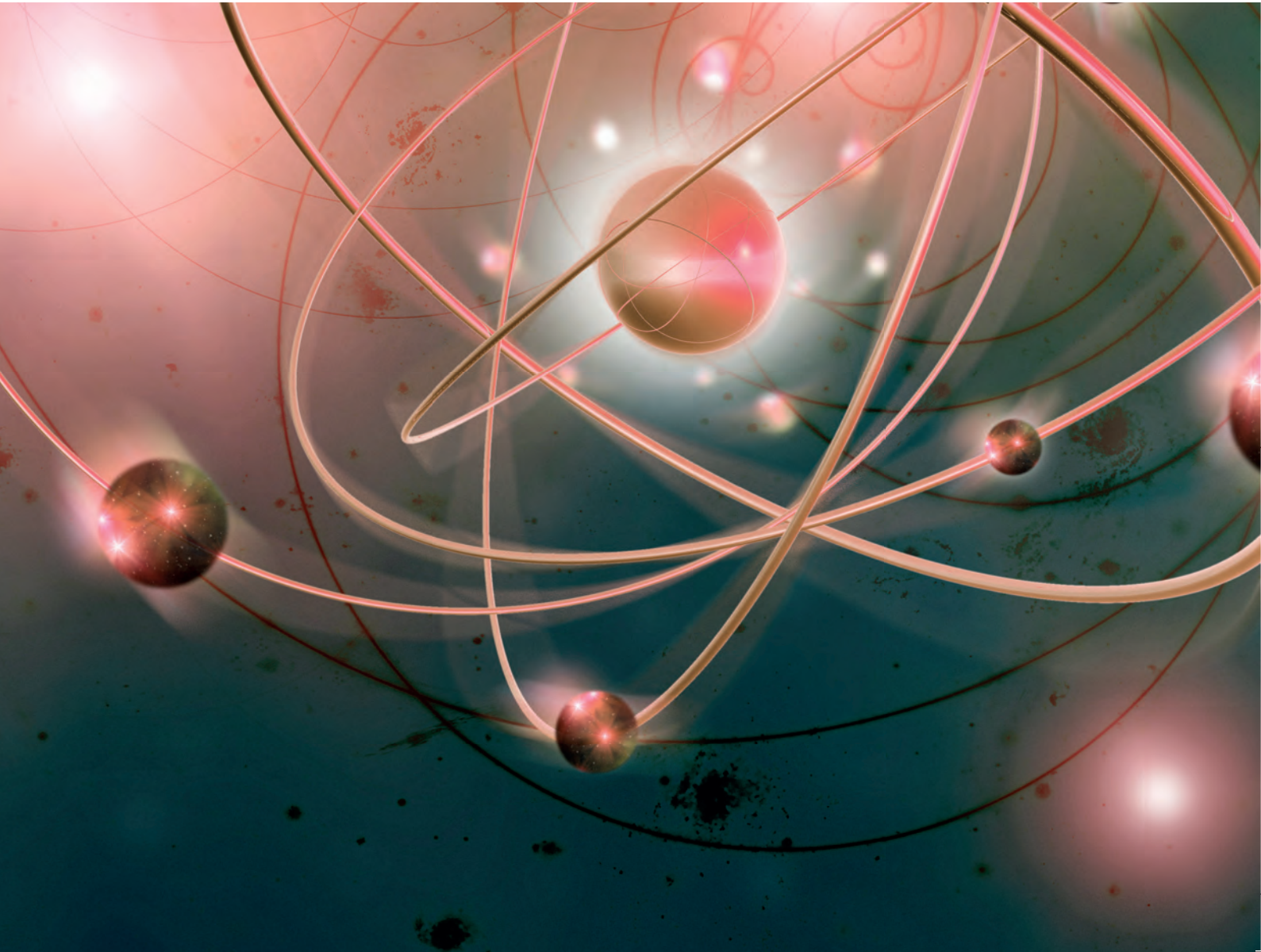
تعدّ دراسة الكيمياء تجربة محفّزة وجديرة بالاهتمام؛ فالكيمياء شأن عام، ولا يمكن لدولة أن تتفرد فيه أو أن تحتكر التطور وتحصره في موضوعاتها. كما تُعدّ دراسة الكيمياء تدريباً مفيداً لاكتشاف كيف أسهم مختلف العلماء في تطوير معرفتنا ورفاهيتنا، وذلك من خلال أبحاثهم التي أجروها في مفاهيم الكيمياء وتطبيقها.

نأمل ألا يساعدك هذا الكتاب على النجاح في دراستك ومهنتك المستقبلية فحسب، بل أن يحفّز فضولك وخيالك العلمي أيضاً؛ فقد يصبح طلبة اليوم من العلماء والمهندسين المبدعين غداً. كما نأمل أن تكون التجارب التي أجراها الكيميائيون في الماضي درجة من درجات سلم التطور، فنمضي بالكيمياء قدماً نحو مستويات أعلى وأرقى.

الوحدة الأولى <

التركيب الذري

Atomic Structure



أهداف التعلم

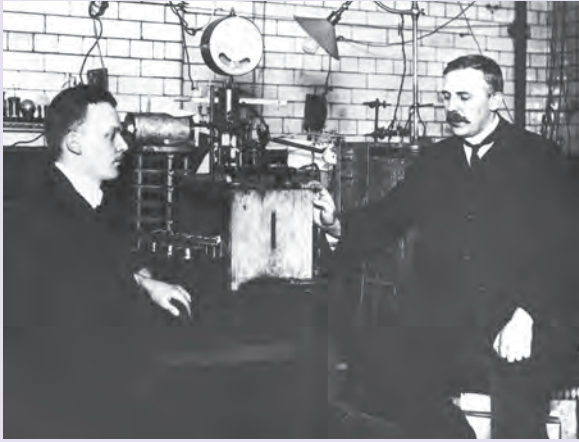
- ١-١ يفهم أن الذرات معظمها فراغ وتتركز كتلتها في النواة التي تحتوي على البروتونات والنيوترونات، وتوجد الإلكترونات في مدارات حولها.
- ٢-١ يصف توزيع الكتلة والشحنة داخل الذرة.
- ٣-١ يصف سلوك حزم البروتونات والنيوترونات والإلكترونات عند دخولها مجال كهربائي بنفس السرعة.
- ٤-١ يحدّد عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات الموجودة في كل من الذرّات والأيونات باستخدام العدد الذري (عدد البروتونات)، والعدد الكتلي (عدد النيوكليونات) والشحنة ويفهم استخدام الترميز A_ZX
- 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.
- ٥-١ يفهم المصطلحات العلمية الآتية:
- مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك
 - عدد الكم الرئيسي (n)
 - الحالة المستقرة، وفقاً للتوزيع الإلكتروني.
- ٦-١ 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.
- ٧-١ يصف اتجاه ازدياد الطاقة لمستويات الطاقة الفرعية داخل مستويات الطاقة الثلاثة الأولى ومستويات الطاقة الفرعية 4p و 4s
- ٨-١ يصف أشكال الأفلاك s و p ويرسمها.
- ٩-١ يصف التوزيعات الإلكترونية لتشمل عدد الإلكترونات في كل من مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية والأفلاك.
- ١٠-١ يشرح التوزيعات الإلكترونية من حيث طاقة الإلكترونات والتنافر بين أزواج الإلكترونات. (تنافر زوج الإلكترونات المغزلي).
- ١١-١ يحدّد التوزيع الإلكتروني للذرّات والأيونات باستخدام العدد الذري (عدد البروتونات) والشحنة، باستخدام أيّ من الاصطلاحات الآتية: على سبيل المثال بالنسبة إلى الحديد
- ١٢-١ يستنتج المجموعة والدورة التي ينتمي لها العنصر من خلال التوزيع الإلكتروني.
- ١٣-١ يستخدم الإلكترونات في "المربعات" ويفهمها، على سبيل المثال بالنسبة إلى الحديد
- Fe: [Ar] 
- ١٤-١ يصف الجذور الحرّة كنوع من الجسيمات يمتلك واحداً أو أكثر من الإلكترونات المنفردة (غير المرتبطة).
- ١٥-١ يذكر التدرج في نصف القطر الذري ونصف القطر الأيوني للعناصر عبر الدورة ويشرحها.
- ١٦-١ يعرف مصطلح طاقة التأين الأولى، IE_1 ، ويستخدمها.
- ١٧-١ يكتب معادلات طاقات التأين الأولى وطاقات التأين المتتالية.
- ١٨-١ يحدّد التدرج في طاقة التأين في الجدول الدوري عبر الدورة من اليسار إلى اليمين أو في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل ويشرحها.
- ١٩-١ يحدّد التغيّرات في طاقات التأين المتتالية لعنصر ما ويشرحها.
- ٢٠-١ يفهم أنّ طاقات التأين ناتجة من التجاذب بين النواة والإلكترونات الخارجية.
- ٢١-١ يشرح العوامل التي تؤثر على طاقات التأين للعناصر من حيث:
- الشحنة النووية
 - نصف القطر الذري أو الأيوني
 - الحجب بواسطة الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية الداخلية،
 - تنافر زوج الإلكترونات المغزلي (spin-pair repulsion).
- ٢٢-١ يستنتج التوزيع الإلكتروني للعناصر باستخدام بيانات طاقات التأين المتتالية.
- ٢٣-١ يستنتج موقع عنصر ما في الجدول الدوري بالاعتماد على بيانات طاقات التأين المتتالية.

قبل أن تبدأ بدراسة الوحدة

١. أعد قائمة بالجسيمات دون الذرية الموجودة في ذرة ما، مع ذكر كتلتها النسبية وشحناتها النسبية بالإضافة إلى موقع كل منها في الذرة.
٢. اذكر المقصود بالعدد الكتلي والعدد الذري.
٣. استنتج الصيغة الكيميائية لأيون بسيط مثل: أيون الكلوريد وأيون الألومنيوم.
٤. اشرح سبب امتلاك أيون الصوديوم شحنة موجبة مفردة +1، في حين أن أيون الأكسيد يمتلك شحنة مقدارها -2.
٥. ارسم مخططاً 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 الذرية (إثرائية)



الصورة ١-١ يظهر كل من أرست زرفورد (إلى اليمين)، وهانز جايجر (إلى اليسار) وهما يستخدمان جهاز جسيمات ألفا الخاص بهما.

وقد تبين أن معظم جسيمات ألفا اخترقت الصفيحة. وهذا يتناسب مع فكرة أن الذرات هي سحابة من شحنات ذات كتلة ضئيلة جداً بحيث لا يمكنها أن تحرف مسار (تغير اتجاه) جسيمات ألفا. ولكن تبين أيضاً أن هنالك جسيم ألفا واحداً من بين كل 20000 جسيم قد انحرف بزواوية تزيد قيمتها عن 90°. انطلاقاً من هذا استنتج زرفورد ضرورة وجود جسيم صغير جداً وذو شحنة موجبة داخل الذرة. وهكذا تم اكتشاف النواة الذرية.

نعرف اليوم أن الذرات صغيرة جداً، وهي مكونة من نواة مركزية تحتوي على بروتونات ونيوترونات ومحاطة بإلكترونات. ولكن المعلومات حول الذرات قد تغيرت مع مرور الوقت.

لقد اقترح الفلاسفة الأوائل أمثال ديموقريطس Democritus (460-370 قبل الميلاد) أن المادة مكونة من جسيمات صغيرة لا يمكن تقسيمها إلى جسيمات أصغر. ولم تكن هذه الفكرة إلا واحدة من أفكار عديدة تم تداولها في شأن المادة. وقد قام جون دالتون John Dalton (1766-1844م) بدراسات حول الكثير من العناصر والمركبات، وشرح ملاحظاته باستخدام نظريته الذرية، واصفاً الذرات بأنها أجسام كروية صلبة غير قابلة للانقسام.

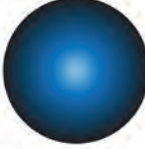
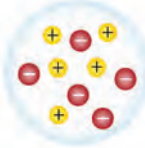
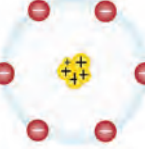


ومع بداية القرن العشرين، أجرى العديد من العلماء تجارب لدراسة طبيعة الذرات. فقد اقترح ج. ج. طومسون J J Thomson (1856-1937م) أن الذرات تتكون من جسيمات ذات شحنة سالبة (إلكترونات) موجودة في سحابة من مادة ذات شحنة موجبة. وأصبح نموذجه معروفاً باسم "نموذج فطيرة الخوخ". ثم بعد بضع سنوات، قام علماء يعملون تحت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

وفي هذه الأثناء كان نيلز بور (Niels Bohr 1885-1962م) يجري دراسات حول أطيف الانبعاثات الذرية. فلاحظ أن الخطوط الموجودة في طيف الانبعاث لكل عنصر تكون فريدة في نوعها وهي تمثل الترددات المنبعثة عند تحفيز العنصر بالحرارة (التسخين) أو بتيار كهربائي. وقد توصل 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 محدد (الشكل ١-١).

وفي العام 1911م، طرح رذرفورد فكرة أن شحنة الذرة الموجبة وكتلتها تتركزان في منطقة مركزية بالغة الصغر تسمى النواة، مع جسيمات ذات شحنة سالبة (إلكترونات) تحيط بالنواة.

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

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

الشكل ١-١ تطور النموذج الذري.

1-1 مكونات الذرة

يحتوي كل نوع من العناصر الكيميائية على نوع معين من الذرات، والذرة Atom هي أصغر جزء في العنصر يمكنه أن يشارك في التفاعل الكيميائي. والذرات جسيمات بالغة الصغر. فمثلاً، يبلغ قطر ذرة الهيدروجين 10^{-10} m تقريباً، الأمر الذي يعني أن كتلة الذرة بالغة الصغر أيضاً، إذ تزن ذرة الهيدروجين الواحدة 1.67×10^{-27} kg فقط.

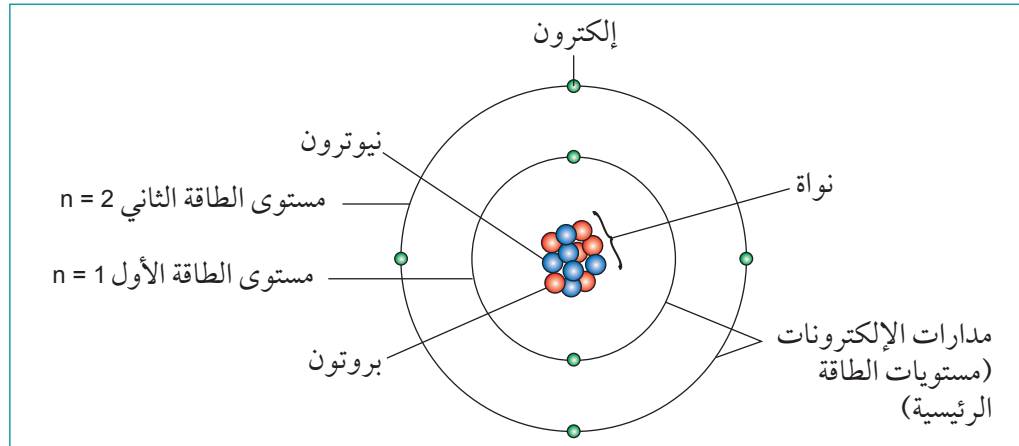
تكون الذرة حيزاً فارغاً في الغالب. فكتلة الذرة تتركز تقريباً في مركز الذرة وتسمى النواة، وتتكوّن هذه النواة من جسيمات تسمى النيوكليونات. التي يوجد منها نوعان هما: البروتونات Protons، والنيوترونات Neutrons. وتمتلك ذرات العناصر المختلفة أعداداً مختلفة من البروتونات. أمّا خارج النواة، فتوجد جسيمات تسمى إلكترونات Electrons، ويكون عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة مساوياً لعدد البروتونات.

وعلى الرغم من إن الذرة بالغة الصغر، إلا أن نواتها أصغر منها بكثير. فإذا كان قطر الذرة بقياس ملعب كرة قدم، فستكون النواة بحجم حبة بازلاء. وهذا يعني أن معظم الذرة عبارة عن حيز من الفراغ.

مستويات الطاقة

غالباً ما يلجأ الكيميائيون إلى استخدام نموذج بسيط للذرة، تتحرك فيه الإلكترونات حول النواة في مدارات إلكترونية. حيث يمثل كل مدار مستوى طاقة كم رئيسي Energy level أو (Quantum Shells) ويوجد على مسافة معينة من النواة. تكون مستويات الطاقة الرئيسية مرقمة على النحو الآتي: $n = 1$, $n = 2$, $n = 3$ وهكذا ابتداءً من الأقرب إلى النواة.

وتستخدم توزيعات إلكترونية لوصف أعداد الإلكترونات الموجودة في كل مستوى طاقة رئيسي. فالتوزيع الإلكتروني لذرة الكربون الموضح في الشكل (1-2) هو (2, 4)؛ حيث تمتلك ذرة الكربون إلكترونين في مستوى طاقتها الرئيسي الأول ($n = 1$)، وأربعة إلكترونات في مستوى طاقتها الرئيسي الثاني ($n = 2$).



الشكل 1-2 نموذج لذرة كربون.

مصطلحات علمية

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

البروتون Proton: جسيم ذو شحنة موجبة داخل نواة الذرة.

النيوترون Neutron: جسيم لا يحمل شحنة داخل نواة الذرة، ويمتلك الكتلة النسبية نفسها للبروتون.

الإلكترون Electron: جسيم ذو شحنة سالبة يتحرك في مدارات حول نواة الذرة. ويمتلك كتلة ضئيلة مقارنة بالبروتون.

مستويات طاقة الكم الرئيسية Energy level: مسافات محددة 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		
		n = 3	n = 2	n = 1
H	1			1
He	2			2
Li	3		1	2
Be	4		2	2
B	5		3	2
C	6		4	2
N	7		5	2
O	8		6	2
F	9		7	2
Ne	10		8	2
Na	11	1	8	2

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

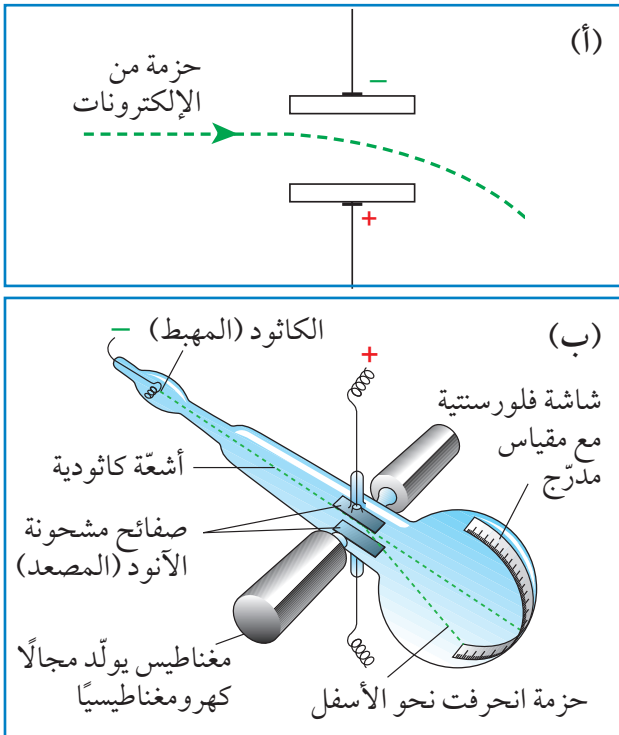
مهارات عملية ١-١

تجربة طومسون

يمكننا استنتاج الشحنة الكهربائية للجسيمات دون الذرية عبر ملاحظة سلوك حزم كل من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في الحقول الكهربائية. فإذا أطلقنا حزمة من الإلكترونات عبر صفائح مشحونة كهربائياً، تنحرف الإلكترونات (تغير اتجاهها) بعيداً عن الصفيحة السالبة وتتجه نحو الصفيحة الموجبة (الشكل ٣-١). وهذا ما يوضح لنا أن الإلكترونات ذات شحنة سالبة، لأن الشحنات المتعاكسة يجذب بعضها بعضاً، في حين أن الشحنات المتشابهة تتنافر فيما بينها.

يمكن استخدام أنبوبة الأشعة الكاثودية (المهبطية) (الشكل ٣-١ (ب)) لإنتاج حزم من الإلكترونات. وذلك بوضع سلك فلزي في أحد طرفي الأنبوبة (الكاثود، المهبط)، حيث يتم تسخينه عند درجة حرارة مرتفعة، مع تطبيق جهد منخفض عليه. وفي الطرف الثاني من الأنبوبة توضع شاشة فلورسنتية، تتوهج عندما تصدمها الإلكترونات.

تنبعث الإلكترونات كحزمة من السلك الساخن وتتجذب نحو صفيحتين فلزيّتين تحملان شحنات موجبة. وعندما تمرّ الإلكترونات عبر الصفيحتين الفلزيّتين؛



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

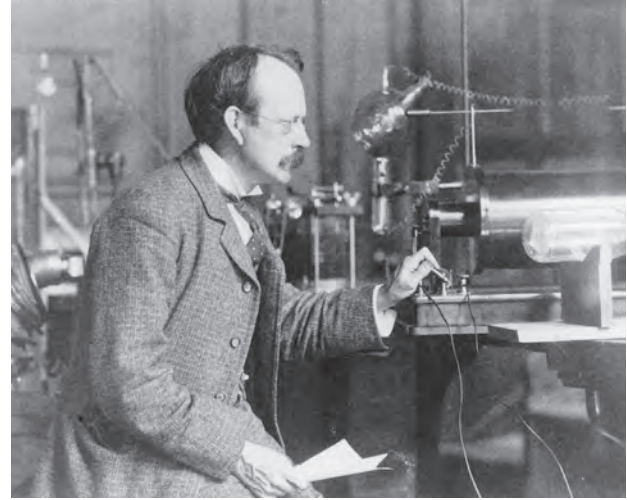
الشحنات المتشابهة، يبين أن البروتونات تمتلك شحنة موجبة (الشكل ٤-١).

- 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.

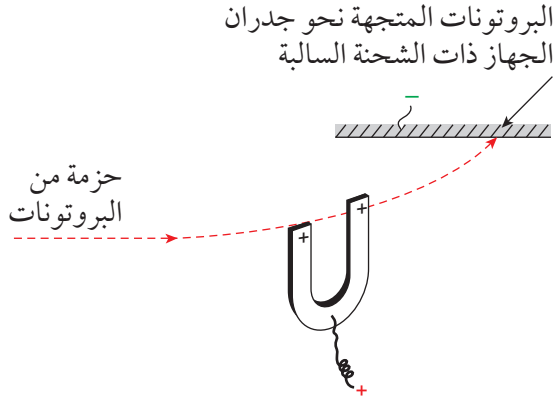
في هذه التجارب، يجب استخدام جهد عالٍ جداً لحرف مسار حزمة البروتونات. وهذا مختلف عن استخدام جهد منخفض لحرف مسار حزمة الإلكترونات. الأمر الذي يعني أن البروتونات أثقل بكثير من الإلكترونات. وفي حال استخدام الجهد نفسه لحرف مسار الإلكترونات والبروتونات، فسوف ينحرف مسار حزمة الإلكترونات بشكل أكبر من انحراف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

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

- يتضح من سهولة انجذاب الإلكترونات نحو الأنود 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.



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

وعلى مدى سنوات متتالية، تم إجراء عدة تجارب مع حزم من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات تتحرك 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

سؤال

١) عندما تمرّ حزمة من الإلكترونات بالقرب من صفيحة ذات شحنة سالبة، فإنها تتحرف مُبتعدة عنها.

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

١. البروتونات؟

٢. النيوترونات؟

ب. أي من الجسيمات دون الذرية (الإلكترونات أو البروتونات أو النيوترونات) سوف ينحرف أكثر؟ اشرح إجابتك.

العدد الذري والعدد الكتلي

درست سابقاً عن **العدد الذري Atomic number (Z)** أو عدد البروتونات. وأن كل ذرة من ذرات العنصر نفسه تحتوي على عدد البروتونات نفسه في نواتها. فعلى سبيل المثال: ذرة لها عدد ذري يساوي 11، تكون ذرة لعنصر الصوديوم (Na)، ولن يكون ثمة أي عنصر آخر يمتلك 11 بروتوناً في نواته. وقد تم ترتيب الجدول الدوري للعناصر وفقاً لزيادة الأعداد الذرية للعناصر المنفردة (انظر الملحق ١).

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

مصطلحات علمية

العدد الذري

:Atomic number

هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة ما. ويسمى أيضاً عدد البروتونات.

العدد الكتلي

:Mass numbers

يساوي مجموع عدد البروتونات وعدد النيوترونات في نواة ذرة ما. ويسمى أيضاً عدد النيوكليونات.

سؤال

٢) استخدم المعلومات المدرجة في الجدول المقابل لحساب عدد الإلكترونات والنيوترونات في الذرة المتعادلة لكل من العناصر الآتية:

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

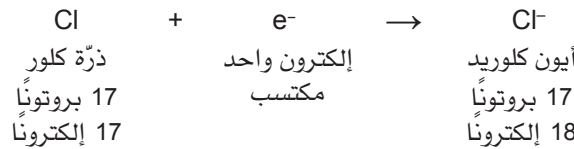
أ. الفناديوم (V)

ب. السترونشيوم (Sr)

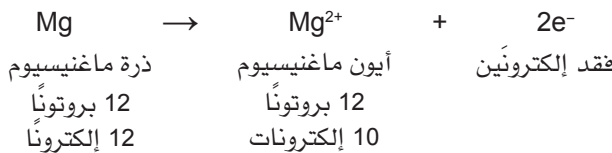
ج. الفوسفور (P)

الأيونات

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



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



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

مصطلحات علمية

الأيونات Ions:

جسيمات ذات شحنة تكوّنت نتيجة اكتساب الذرة أو الذرات مجموعة ذرات مرتبطة (تساهمياً)، 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 لذرة الكبريت - 33 هو $^{33}_{16}\text{S}^{2-}$. حيث يمتلك أيون الكبريتيد هذا 16 بروتوناً و17 نيوترونًا (لأن: $33 - 16 = 17$) و18 إلكترونًا (لأن: $16 + 2 = 18$).

مثال

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

الحل:

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

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

الخطوة ٣: بالنسبة إلى أيون موجب، اطرح عدد الشحنات من عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة لأن الذرة فقدت إلكترونات. أمّا بالنسبة إلى أيون سالب، فاجمع عدد الشحنات مع عدد الإلكترونات في الذرة المتعادلة لأن الذرة كسبت إلكترونات.
بالنسبة إلى الأيون Cr^{2+} يكون عدد الإلكترونات: إلكترونًا $24 - 2 = 22$

أسئلة

٣ استنتج عدد الإلكترونات في كل من أيونات النظائر الآتية:

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

٤ استنتج عدد الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات في كل من الأيونات الآتية:

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

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

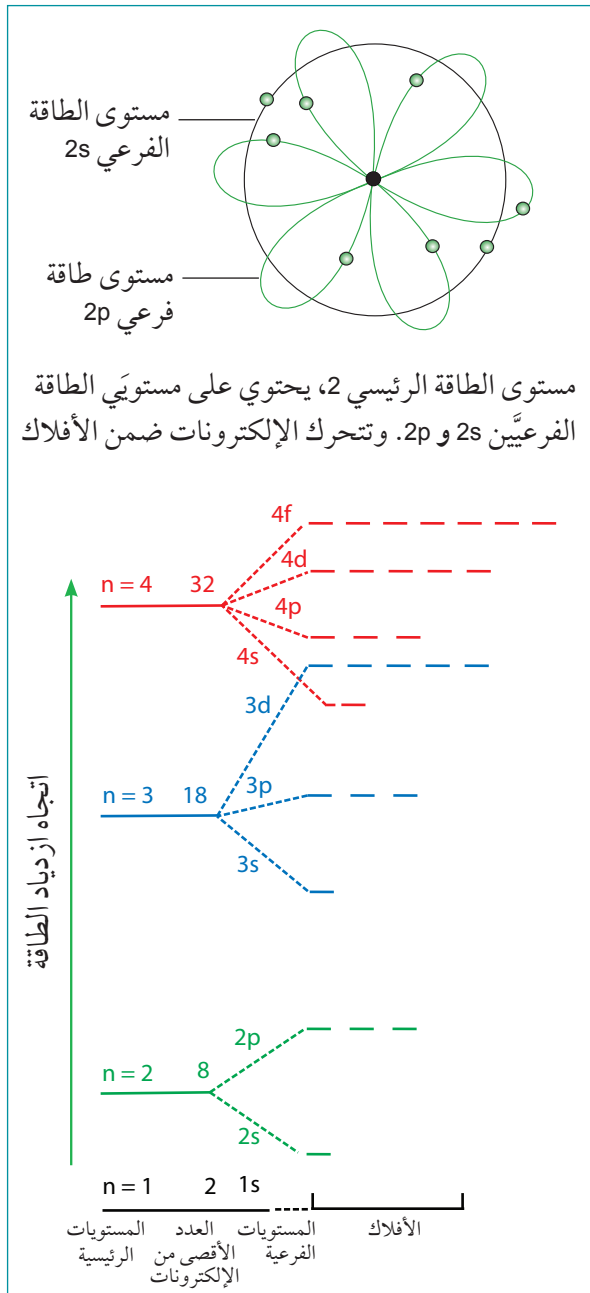
الجزئية	رمز أيون النظير	عدد الإلكترونات	عدد البروتونات	عدد النيوترونات
أ.	$^{82}_{38}\text{Sr}^{2+}$			
ب.	$^{88}_{38}\text{Sr}^{2+}$			
ج.	$^{90}_{38}\text{Sr}^{2+}$			

٢-١ مستويات الطاقة الفرعية والأفلاك الذرية

مستويات طاقة الكم الفرعية

تتقسم 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 أيضاً مستوى طاقة فرعي يرمز له بالحرف f لدى العناصر التي تمتلك أكثر من 57 إلكترونًا. ويوضح الشكل (١-٥) مستويات الطاقة الفرعية لمستويات طاقة الكم الرئيسية الأربعة الأولى. ففي مستوى طاقة الكم الرئيسي، تزداد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية وفقاً للترتيب الآتي: $s < p < d$.

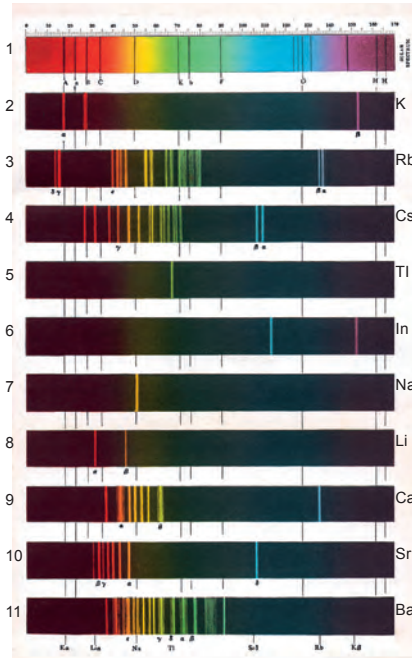


- مستوى طاقة الكم الرئيسي الأول، $n = 1$ ، يحتوي كحدّ أقصى على إلكترونين في مستوى الطاقة الفرعي s.
- مستوى طاقة الكم الرئيسي الثاني، $n = 2$ ، يحتوي كحدّ أقصى على 8 إلكترونات: إلكترونين في مستوى الطاقة الفرعي s و 6 إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي p، كما في الشكل المقابل.
- مستوى طاقة الكم الرئيسي الثالث، $n = 3$ ، يحتوي كحدّ أقصى على 18 إلكترونًا: إلكترونين في مستوى الطاقة الفرعي s، و 6 إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي p، و 10 إلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي d.

كما ستلاحظ أيضاً من الشكل (١-٥)، أن ترتيب مستويات الطاقة الفرعية من حيث ازدياد الطاقة لا يتبع نمطاً منتظماً مع العناصر التي تلي الأرغون (Ar) في الجدول الدوري، فلا يكون الترتيب دائماً كما يلي: s ثم p ثم d، بل يصبح متداخلاً. 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 السكندنيوم (Sc).

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

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 ٣-١). وتأتي الأحرف s، p، وd، من المصطلحات المستخدمة لوصف هذه الخطوط، وهي: (s من sharp حادّ و p من principal رئيسي و d من diffuse منتشر).

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

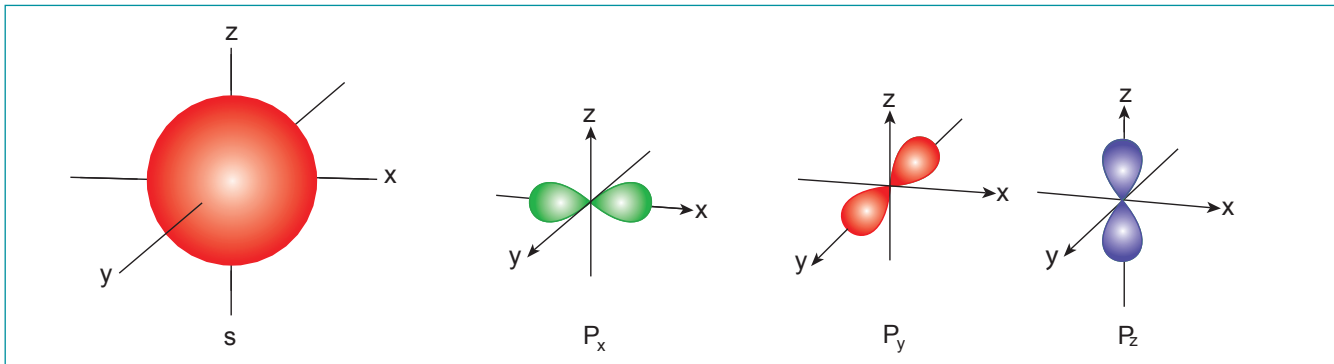
الأفلاك الذرية

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

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

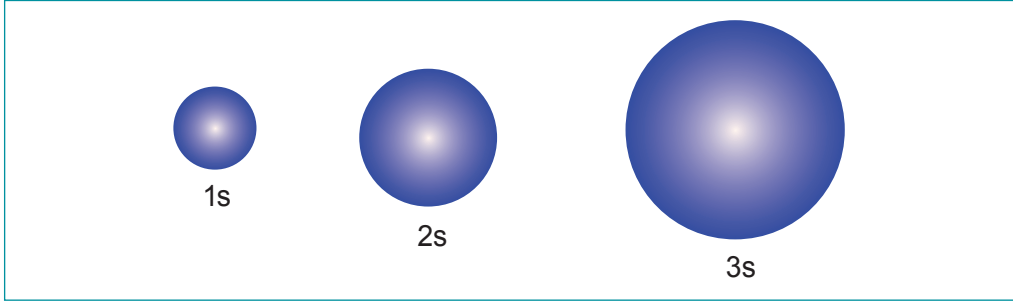
أشكال الأفلاك

في العام 1925م افترض العالم لويس دي بروجلي 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 شكلاً ثلاثي الأبعاد. وضمن هذا الشكل، يحتمل وجود إلكترون واحد أو إلكترونين في الفلك. يوضح الشكل (٦-١) أشكال أفلاك s و p.



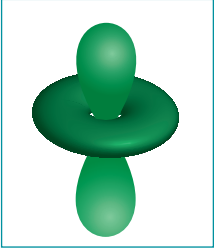
الشكل ٦-١ أشكال الأفلاك الذرية s و p.

يملك الفلك s شكلاً كروياً. ويمتلك الفلك 2s الموجود في مستوى طاقة الكم الرئيسي الثاني الشكل الكروي نفسه الذي يمتلكه الفلك الموجود في مستوى طاقة الكم الرئيسي الأول. إلا أن طاقة إلكترونات الفلك 2s أكبر من طاقة إلكترونات الفلك 1s، (الشكل ٧-١).



الشكل ٧-١ أفلاك s في مستويات الطاقة الثلاثة الأولى.

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

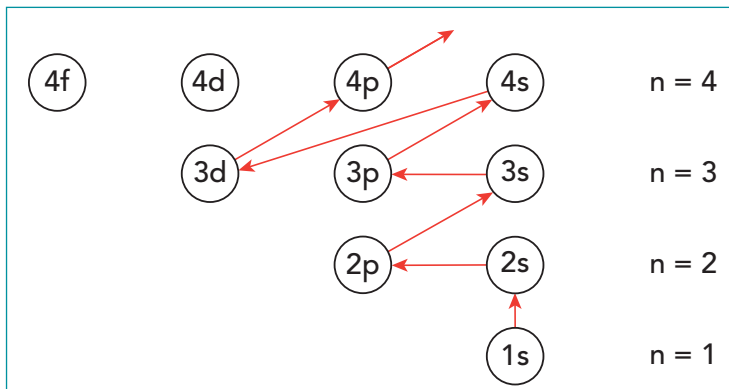


الشكل ٨-١
شكل فلك dz².

أمّا أفلاك d فهي أكثر تعقيداً من حيث شكلها وترتيبها. يوضح الشكل (٨-١) احتمال وجود الإلكترون في السحابة الإلكترونية dz² وهو أحد أنواع الأفلاك d، ومثابه لفلك p مع وجود حلقة حول منتصفه.

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 وفقاً لطاقتها النسبية. يمتلك مستوى الطاقة الفرعي 1s الطاقة الأقل، لذا يتم ملؤه أولاً، 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 نمطاً منتظماً، بحيث يأتي s ثم p ثم d، وذلك بعد عنصر الأرجون (Ar). ويوضح الشكل (١-٩) ترتيب ملء مستويات الطاقة الفرعية.



الشكل ٩-١ مخطط يوضح ترتيب ملء الأفلاك وصولاً إلى مستوى الطاقة الرئيسي، n = 4.

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.

الأفلاك الذرية

Atomic orbitals

مناطق من الحيز تحيط بالنواة الذرية ويمكن أن تحتوي على إلكترونين كحد أقصى.

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.

٣-١ التوزيع الإلكتروني

- يمتلك الهيدروجين (H) إلكترونًا واحدًا. ويشغل هذا الإلكترون الفلك $1s$ ، وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني للهيدروجين هو $1s^1$.
 - يمتلك الهيليوم (He) إلكترونين. ويمكن لكلا الإلكترونين أن يستقرًا في الفلك $1s$ ، الذي يمكنه كحد أقصى أن يستقبل إلكترونين. وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني للهيليوم هو $1s^2$.
 - يمتلك الليثيوم (Li) ثلاثة إلكترونات. وبما أن الفلك $1s$ لا يمكنه أن يستقبل أكثر من إلكترونين، فإن الإلكترون الثالث يجب أن يشغل المستوى الفرعي الأول في مستوى الطاقة الرئيسي الثاني ($n = 2$)، أي الفلك $2s$. وبالتالي فإن التوزيع الإلكتروني لليثيوم هو: $1s^2 2s^1$
- تُضاف الإلكترونات واحدًا تلو الآخر في العناصر المتتالية، فتملأ كل مستوى طاقة فرعي وفقًا لزيادة الطاقة. كما يتضح في الجدول (٢-١) التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر في الجدول الدوري.

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

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

يحتوي الجدول (٣-١) على التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر التي تلي الأرغون (Ar). وفي هذا الجدول، تم تمثيل جزء من التوزيع الإلكتروني لكل عنصر بالترميز [Ar]. يمثل 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 لذرات تمتلك إلكترونات كثيرة باستخدام الغاز النبيل المناسب وفقًا لمواقع العناصر في الجدول الدوري.

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

الجدول ١-٣ التوزيع الإلكتروني لبعض العناصر بتمثيل عنصر الأرجون (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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. نلاحظ أن الإلكترون الخارجي يشغل مستوى الطاقة الفرعي 4s بدلاً 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 بدلاً من مستوى الطاقة الفرعي 4p، كما في التوزيع الإلكتروني للسكانديوم (Sc) $[Ar] 4s^2 3d^1$ ؛ 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: $[Ar] 4s^2 3d^{10}$.

الكروم والنحاس

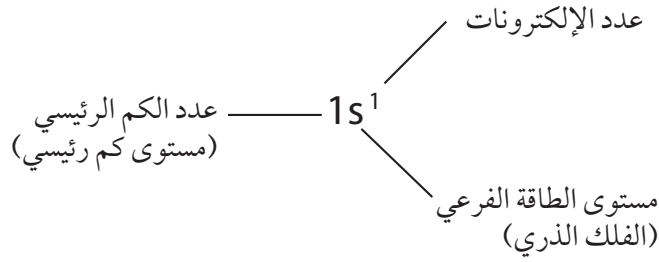
لا تتبع بعض العناصر النمط المتوقع للتوزيع الإلكتروني، فمثلاً التوزيع الإلكتروني للكروم (Cr) هو: $[Ar] 4s^1 3d^5$ بدلاً من المتوقع له: $[Ar] 4s^2 3d^4$ ، كما أن التوزيع الإلكتروني للنحاس (Cu) هو: $[Ar] 4s^1 3d^{10}$ بدلاً من المتوقع له: $[Ar] 4s^2 3d^9$. وذلك لأن ترتيب توزيع الإلكترونات في أفلاك نصف ممتلئة أو ممتلئة يكون أكثر استقراراً من حيث الطاقة كما في $4s^1 3d^5$ و $4s^1 3d^{10}$.

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

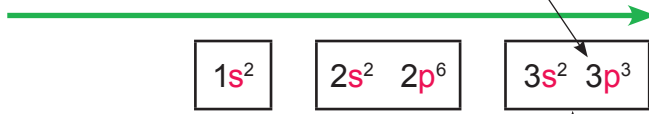
يتضمن التوزيع الإلكتروني لذرة الهيدروجين، الموضح أدناه، معلومات عن عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الفرعي s.



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

المثال الأول ١:

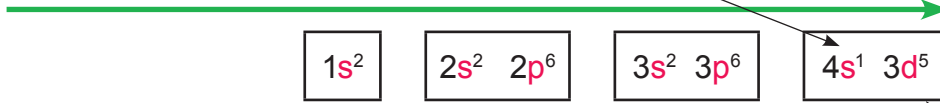
هذا هو مستوى الطاقة الرئيسي الأعلى؛ يمثل رقم الدورة العنصر موجود في الدورة الثالثة (3)



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 (تذكر 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) ($Z = 23$)

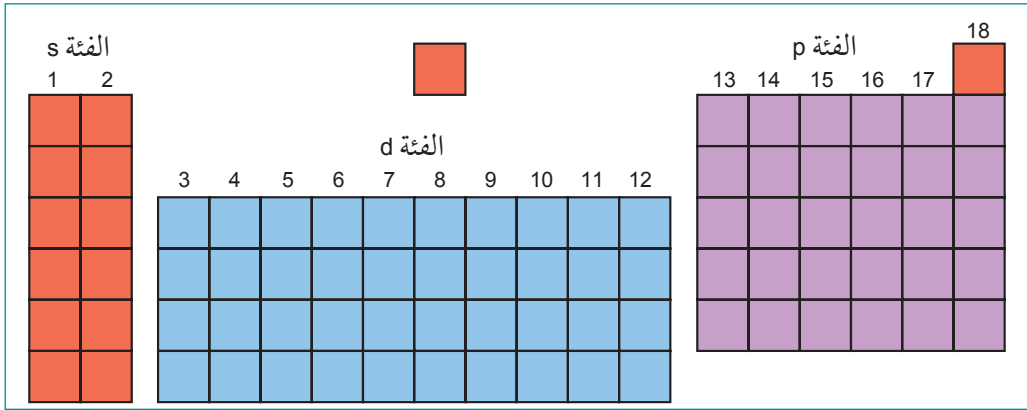
ب. النحاس (Cu) ($Z = 29$)

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 المجموعتين (I) و (II) إلكترونات خارجية في مستوى الطاقة الفرعي s. وهي لذلك تسمى معاً 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 تسمى معاً عناصر الفئة p (p block).
- تسمى 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:



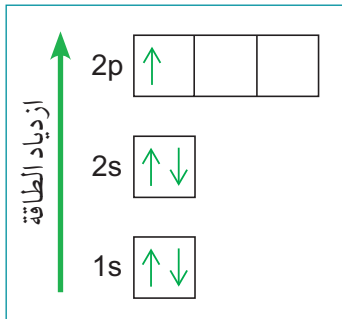
- إلى أية فئة في الجدول الدوري ينتمي هذا العنصر؟
 - ما المجموعة والدورة اللتين ينتمي إليهما هذا العنصر؟
 - حدد اسم هذا العنصر ورمزه بالاستعانة بالجدول الدوري.
- ب. اذكر فئة الجدول الدوري التي ينتمي إليها العنصر ذو التوزيع الإلكتروني الآتي:



ملء الأفلاك الذرية

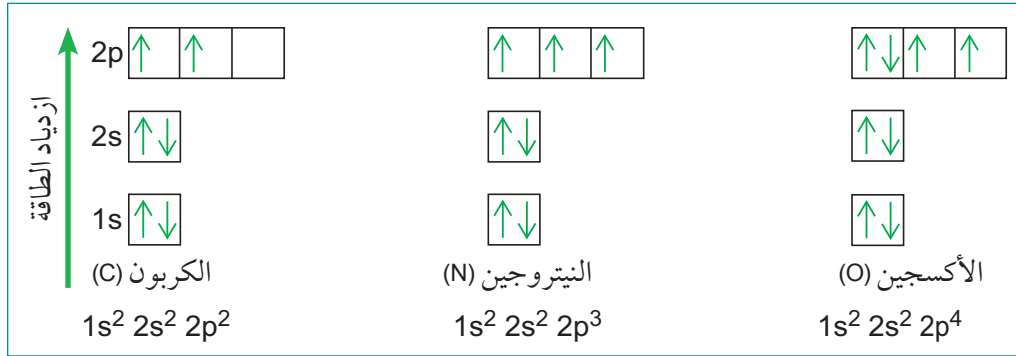
إحدى الطرائق المفيدة لتمثيل التوزيع الإلكتروني هي عبارة عن مخطط يضع الإلكترونات داخل مربعات (الشكل ١-١١) حيث:

- يمثل كل مربع فلكاً ذرياً.
- يتم ترتيب المربعات (الأفلاك) وفقاً لزيادة الطاقة من الأسفل إلى الأعلى.
- يتم 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 إلكترونين في فلك واحد، سيكون دوران الإلكترونين متعاكسًا، وبالتالي سيظهر السهمان في المربع في اتجاهين متعاكسين.
- تتنافر الإلكترونات التي توجد في المنطقة نفسها من الفضاء الذري؛ لأنها تمتلك الشحنة نفسها. ويسمى هذا السلوك **تناافر 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. وتتزوج الإلكترونات فقط عندما لا يتوافر المزيد من الأفلاك الفارغة ضمن مستوى الطاقة الفرعي. وعندما يكون دوران الإلكترونات في اتجاهين متعاكسين 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، والنتروجين، والأكسجين.



مصطلحات علمية

تناافر زوج الإلكترونات المغزلي

Spin-pair repulsion:

يتنافر الإلكترونان المتزاوجان عند وجودهما في الفلك نفسه فإنهما يدوران حول محوريهما في اتجاهين متعاكسين لتقليل التنافر بينهما.

الشكل ١٢-١ التوزيع الإلكتروني في المربعات لبعض العناصر.

الجدور الحرة

الجدور 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 تكون جذورًا حرة، مثل الجذر الحر (H₃C•) الذي يمتلك ذرة كربون تحتوي على إلكترون واحد حر.

مصطلحات علمية

الجذر الحر

Free radical هو

جسيم يحتوي على إلكترون واحد أو أكثر من الإلكترونات غير المتزاوجة.

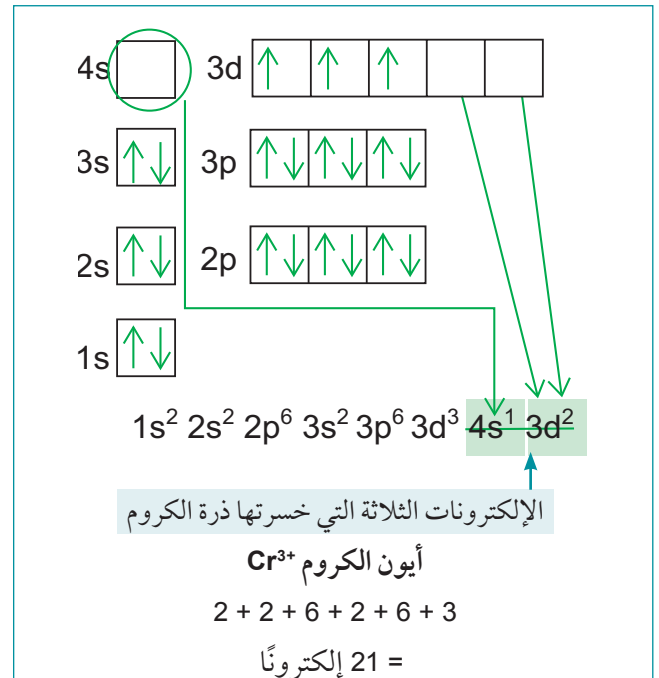
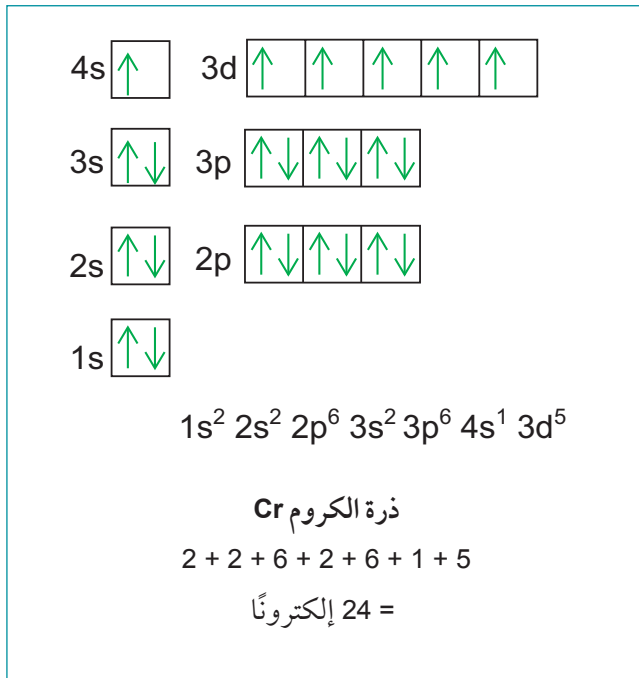
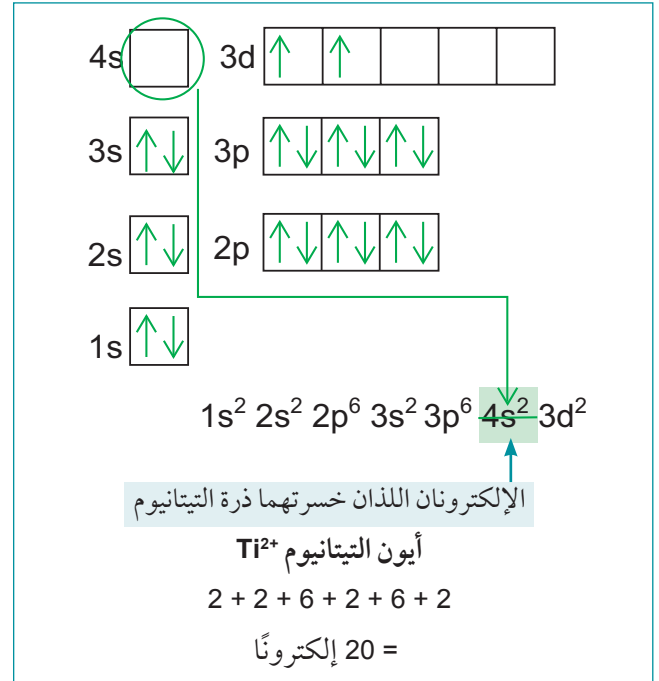
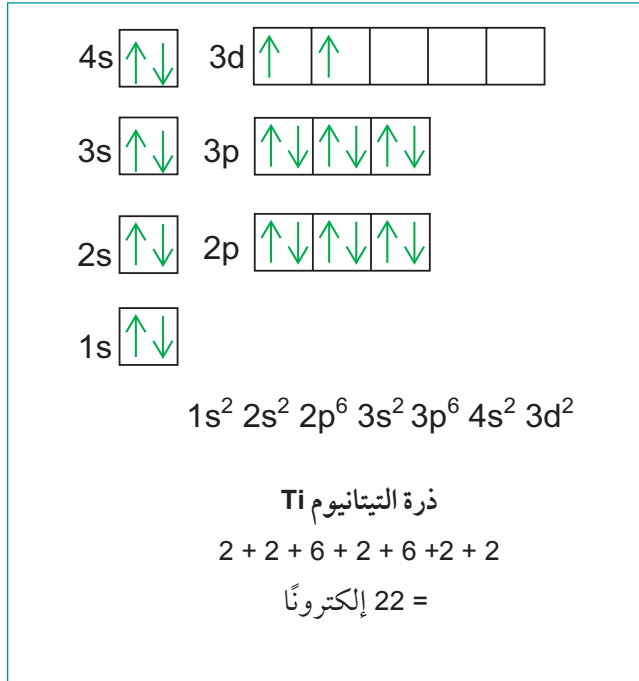
التوزيع الإلكتروني للأيونات

تتكوّن الأيونات الموجبة عندما تفقد الذرات 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 لذرة 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 لذرة الأرجون (Ar).

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

على سبيل المثال:



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

الحل:

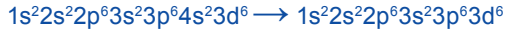
الخطوة ١: استنتج عدد الإلكترونات الموجودة في ذرة حديد (عدد بروتونات الحديد المبينة في الجدول الدوري) = 26

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



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

• يُزال إلكترونات الفلك 4s أولاً:



• بعد ذلك يُزال إلكترون واحد من الفلك 3d:



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



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. $(Cu^+) (Z = 29)$

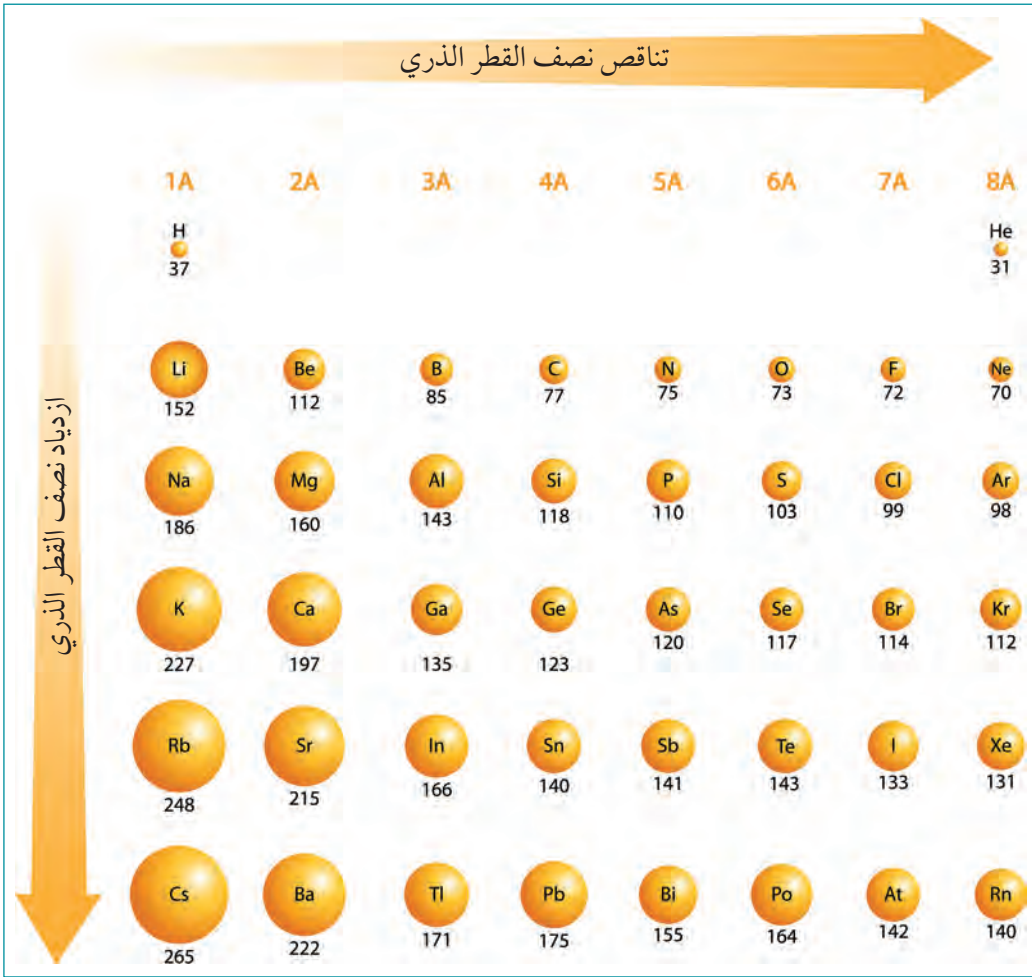
٤-١ تدرج الخصائص ودوريتها في الجدول الدوري

نصف القطر الذري

يعرّف **نصف القطر الذري التساهمي Atomic radius** بأنه نصف المسافة بين مركزي نواتي ذرتين متماثلتين مترابطتين معاً تساهمياً، ويتم قياس المسافة بين الذرات بوحدة البيكومتر (pm)، $1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$.

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

يقبل نصف القطر الذري 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، إلا 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 تدريجياً مع زيادة عدد الإلكترونات في المستوى ذاته.



مصطلحات علمية

نصف القطر الذري

التساهمي

:Atomic radius

هو نصف المسافة بين نواتي ذرتين متماثلتين مترابطتين معاً تساهمياً.

الشحنة النووية

:Nuclear charge

مقدار الشحنة الموجبة للنواة التي يخضع لها إلكترون معين داخل تلك الذرة أو الأيون.

:Shielding الحجب






























قدرة الإلكترونات الداخلية على تقليل تأثير الشحنة النووية على الإلكترونات الخارجية.

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

نصف القطر الأيوني

نصف القطر الأيوني Ionic radius هو نصف المسافة بين نواتي أيونين متجاورين 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 رئيسياً جديداً 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 المتعلقة بتناقص أنصاف الأقطار الذرية عبر الدورة. إن ازدياد الشحنة النووية مع ازدياد العدد الذري، يجذب الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الإلكتروني الخارجي ويجعلها أقرب إلى النواة. وتكون الأيونات ذات الشحنات الموجبة أصغر من ذراتها الأصلية؛ لأنها فقدت (بعض أو كل) إلكترونات مستوى

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
 Li ⁺ 60	 Be ²⁺ 31	 B ³⁺ 20	 C ⁴⁺ 15	 N ³⁻ 171	 O ²⁻ 140	 F ⁻ 136
 Na ⁺ 95	 Mg ²⁺ 65	 Al ³⁺ 50	 Si ⁴⁺ 41	 P ³⁻ 212	 S ²⁻ 184	 Cl ⁻ 181
 K ⁺ 133	 Ca ²⁺ 99	 Ga ³⁺ 62	 Ge ⁴⁺ 53	 As ³⁻ 222	 Se ²⁻ 198	 Br ⁻ 195
 Rb ⁺ 148	 Sr ²⁺ 113	 In ³⁺ 81	 Sn ⁴⁺ 71		 Te ²⁻ 221	 I ⁻ 216
 Cs ⁺ 169	 Ba ²⁺ 135					

مصطلحات علمية

نصف القطر الأيوني

ionic radius

هو نصف المسافة بين نواتي أيونين متجاورين في بنية بلورية.

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

طاقاتها الرئيسية الخارجي. ويكون التغيير بشكل عام أكبر من التغيير في نصف القطر الذري؛ وذلك بسبب ازدياد الشحنة عندما تنتقل من المجموعة (I) إلى المجموعة 14 (IV).

وتكون الأيونات ذات الشحنات السالبة في المجموعات 15 (V) إلى 17 (VII) أكبر من ذراتها الأصلية؛ لأن كل ذرة 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 الذري.

سؤال

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

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.

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 التأين ionisation energy**. وعادة ما يتم نزع الإلكترونات من الذرة تدريجيًا، أي واحدًا تلو الآخر. 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 (IE₁) First ionisation energy**.

مهم

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 تمثل رقم طاقة التأيّن (الأولى، الثانية، الثالثة، وهكذا).

ومثال على ذلك معادلات طاقات التأيّن لذرة الكالسيوم:

فطاقة التأيّن الأولى تساوي:



وإذا تم نزع إلكترون ثانٍ من كل أيون موجود في مول واحد من الأيونات الغازية ذات الشحنة +1، تسمى الطاقة بطاقة التأيّن الثانية (IE₂). ففي الكالسيوم مرة أخرى:

طاقة التأيّن الثانية تساوي:



وإذا تم نزع إلكترون ثالثٍ من كل أيون موجود في مول واحد من الأيونات الغازية ذات الشحنة +2، تسمى الطاقة بطاقة التأيّن الثالثة (IE₃). ففي الكالسيوم مرة أخرى:

طاقة التأيّن الثالثة تساوي:



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

مصطلحات علمية

طاقة التأيّن 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 (IE₁) First ionisation energy: 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 الآخر 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 للتغلب 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 انجذاباً إليها من الإلكترونات الأقرب إلى النواة. وبشكل عام، تقل طاقة التأيّن 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 التأين كلما زاد تأثير الحجب من الإلكترونات الداخلية.

- تتناقص الإلكترونات المغزلي: تتناقص 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 التناقص؛ يسهل عملية نزع الإلكترون وبالتالي يقلل طاقة التأين.

تفسير طاقات التأين المتتالية

يوضح الجدول (٤-١) ما يلي:

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

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

- تزداد قيم طاقات التأين 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 التأين المتتالية. ففي النيتروجين مثلاً، يظهر هذا الفرق بين طاقتي التأين الخامسة والسادسة. وتشير التغيرات الكبيرة في طاقات التأين هذه إلى أنه تم نزع الإلكترون من مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة.

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

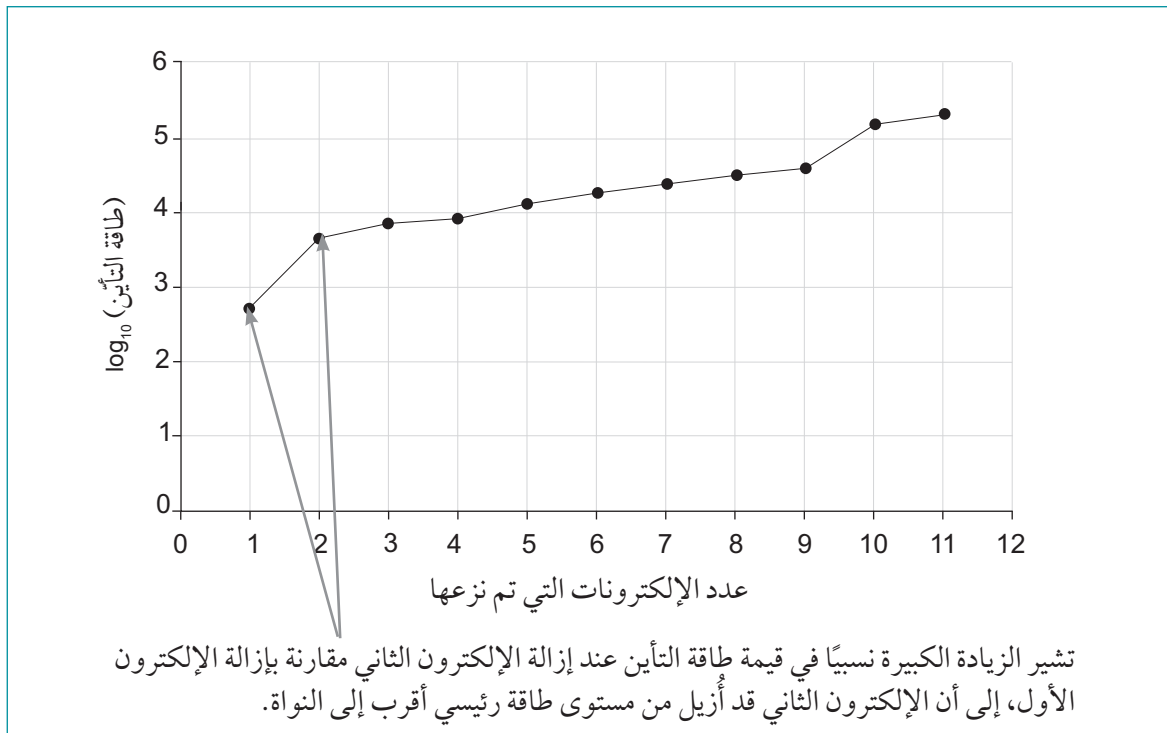
سؤال

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

أ. اكتب المعادلات التي تصف ما يلي:

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

يُوضح الشكل (١-١٥) تمثيلاً بيانياً لقيم طاقات تأين متتالية للصوديوم مقابل عدد الإلكترونات التي تم نزعها. وبهدف تبسيط التمثيل البياني، تم استخدام المقياس اللوغاريتمي العشري (\log_{10})، لأن قيم طاقات التأين المتتالية تمتلك مدى واسعاً. (مقياس اللوغاريتم العشري ليس مقياساً خطياً، الأمر الذي يجعل التعامل مع مدى كبير من القيم أكثر سهولة وهذا المقياس ليس له وحدة قياس).



الشكل ١-١٥ يوضح التمثيل البياني طاقات التأين المتتالية للصوديوم.

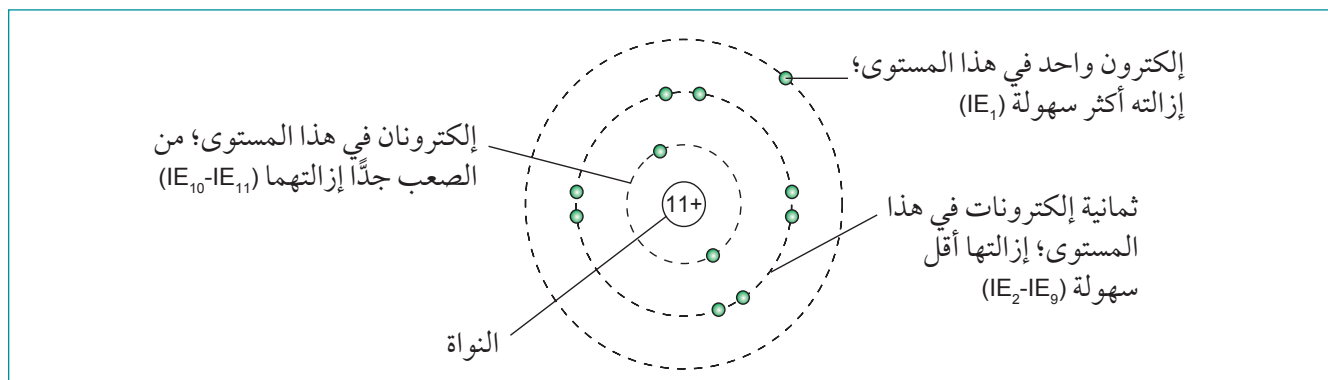
نستنتج من الشكل (١-١٥) ما يلي:

- تكون طاقة التأين الأولى منخفضة مقارنة بقيية الطاقات. فعملية نزع الإلكترون الأول من الذرة تكون أكثر سهولة، لأن الإلكترون بعيد جداً 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. فهناك قفزة كبيرة في قيمة طاقة التأين؛ ويبيّن هذا، أن الإلكترون الثاني موجود في مستوى طاقة رئيسي أقرب إلى النواة من الإلكترون الأول. وتشير قيم طاقتي التأين الأولى والثانية إلى أن الصوديوم (Na) يمتلك إلكترونًا واحدًا في مستوى طاقته الخارجي.

الوحدة الأولى: التركيب الذري

- من الإلكترون الثاني إلى التاسع، أي الإلكترونات الثمانية المتتالية التي تم نزعها، نلاحظ حدوث تغيير تدريجي فقط في طاقات التأين المتتالية. ويدل هذا على أن الإلكترونات الثمانية جميعها موجودة في مستوى الطاقة الرئيسي نفسه.
- عند نزع الإلكترونين العاشر والحادي عشر يلزمهما طاقتي تأين مرتفعتين، مقارنة ببقية الطاقات. وهذا يعني أنهما قريبان جداً من النواة، الأمر الذي يعني أن هنالك قوى جذب كبيرة جداً بين النواة وهذين الإلكترونين، ولا توجد إلكترونات داخلية تحجب النواة عنهما. ويؤكد الازدياد الكبير في طاقة التأين بين الإلكترونين 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 التأين المتتالية.

مثال

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

الحل:

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

الخطوة ٢: من بين العددين السابقين (6 و 7) خذ العدد الأقل (وهذا يمثل عدد الإلكترونات التي يمكن

إزالتها بسهولة نسبياً). 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 التأين (kJ/mol)	1000	2260	3390	4540	7010	8500	27100	31670	36580	43140

ويمكن باستخدام قيم طاقات التأين المتتالية:

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

أسئلة

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

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

١. لماذا يوجد فرق كبير بين قيمتي طاقتي التأين الثالثة والرابعة؟

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

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

١٤ أ. فيما يلي قيم طاقات التأين الست 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 بيانياً يُظهر قيم \log_{10} لطاقات التأين الأربع الأولى المتتالية، لعنصر من المجموعة (II).

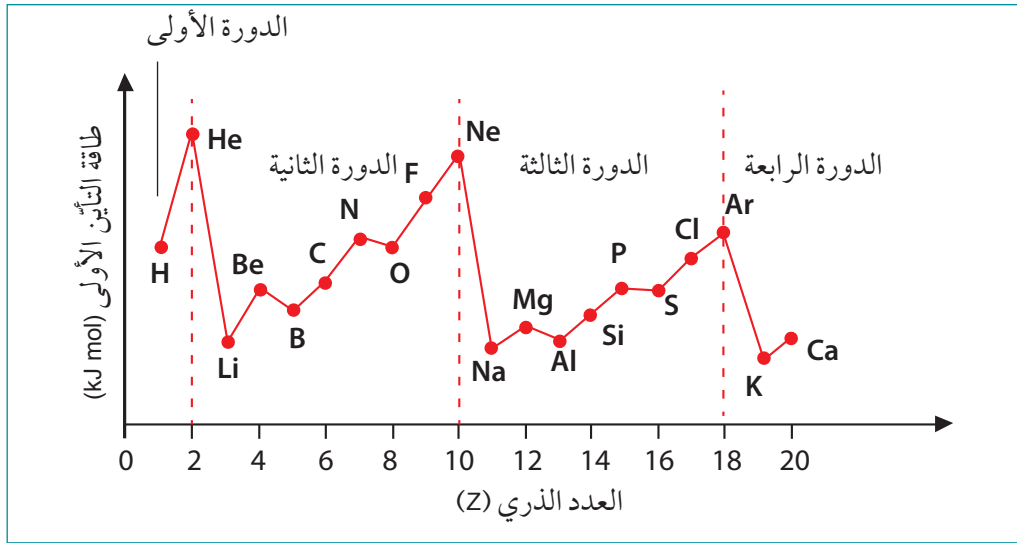
عدد الإلكترونات التي تم نزعها	طاقة التأين (kJ/mol)	log ₁₀ (طاقة التأين)
الأول	578	2.76
الثاني	1817	3.26
الثالث	2745	3.44
الرابع	11578	4.06
الخامس	14831	4.17
السادس	18378	4.26
السابع	23296	4.37
الثامن	27460	4.44
التاسع	31862	4.50
العاشر	38458	4.58
الحادي عشر	42655	4.63
الثاني عشر	201276	5.30
الثالث عشر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

التدرج عبر الدورة الواحدة

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

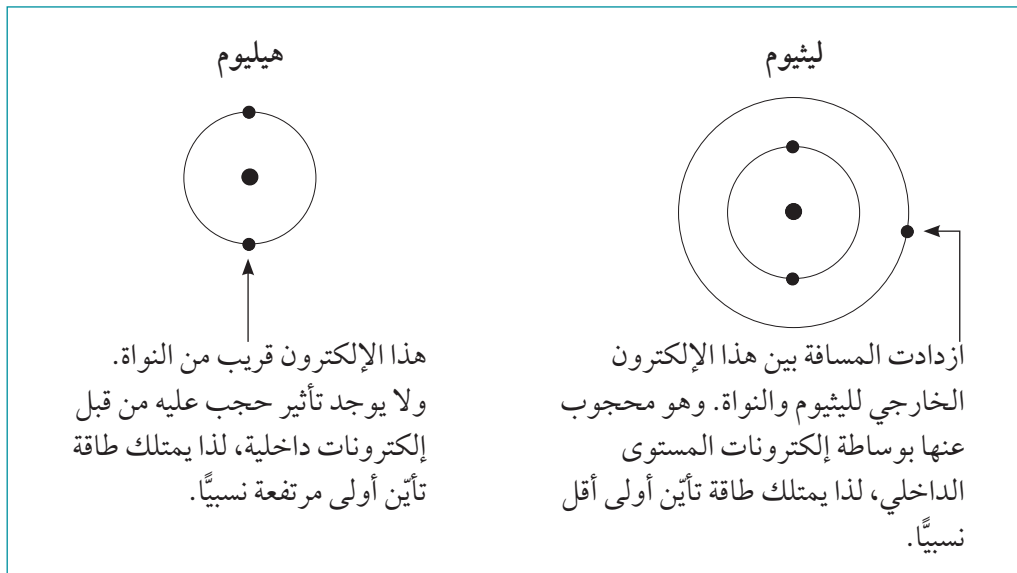
١. تزداد قيمة طاقة التأين الأولى (IE_1)، عبر دورة ما في الجدول الدوري من اليسار إلى اليمين. للأسباب الآتية:

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



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

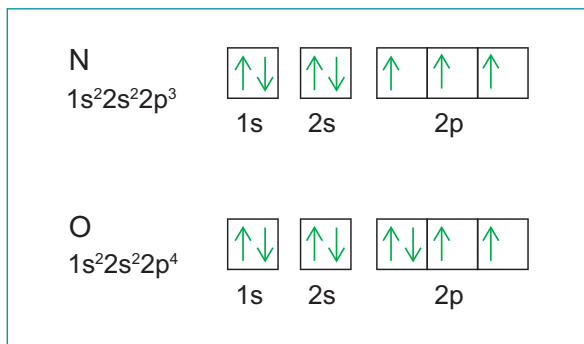
٢. يوجد انخفاض سريع في قيمة طاقة التأين الأولى بين العنصر الأخير في دورة ما، والعنصر الأول في الدورة التي تليها. فمثلاً، تكون قيمة طاقة التأين الأولى (IE_1)، لليثيوم (Li) أصغر بكثير من قيمة طاقة التأين الأولى (IE_1)، للهيليوم (He). يمتلك الهيليوم إلكترونين، وهما موجودان في مستوى الطاقة الرئيسي الأول؛ 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).



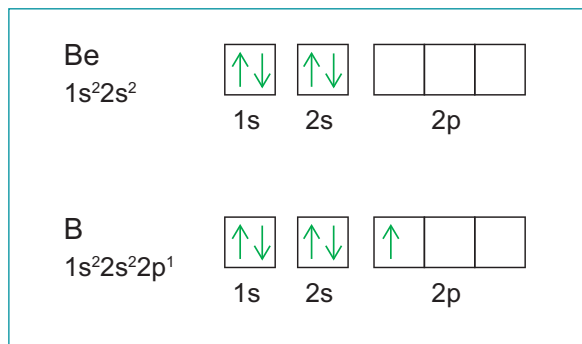
الشكل ١-١٨ تأثير حجب مستويات الطاقة الداخلية على قيمة طاقة التأين الأولى.

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 فله إلكترونان تكافؤ في المستوى الفرعي 2s الممتلئ بالإلكترونات، الأمر الذي يعطي العنصر استقرارًا أكثر. لهذا، فإنّ ازدياد الحجب من قبل الإلكترونات الموجودة في المستويين الفرعيين 1s و 2s 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 متناظرًا (الشكل ١-٢٠)، وهذا التناظر 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، إلا أنه يتغيّر في الدورة الرابعة.



الشكل ١-٢٠ التوزيع الإلكتروني للعنصرين: النيتروجين والأكسجين.



الشكل ١-١٩ التوزيع الإلكتروني للعنصرين: البورون والبريليوم.

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 التأيّن 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

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

١٥ أ. في ما يلي قيم طاقات التأين الأولى لأربعة عناصر متتالية في الجدول الدوري:

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).

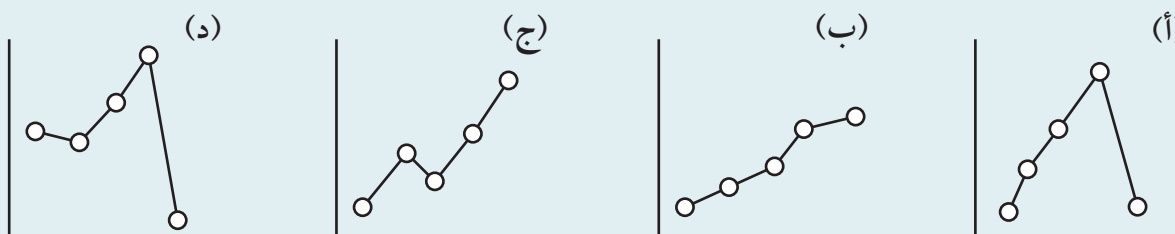
ب. فسر سبب امتلاك الفلور (F) طاقة تأين أولى أكبر من طاقة

التأين الأولى لليود (I)، على الرغم من أن الفلور (F) يمتلك شحنة نووية أصغر. (علمًا أن طاقة التأين الأولى للفلور

(F) 1680 kJ/mol، وطاقة التأين الأولى لليود (I) 1010 kJ/mol).

١٦ أي من المخططات المبينة في الشكل أدناه يمكن أن يمثل رسمًا بيانيًا لقيم طاقات التأين الأولى لسلسلة من العناصر

المتتالية في أعدادها الذرية، والتي تبدأ بعنصر من المجموعة 15 (V)؟



١٧ يوضح الجدول الآتي قيم طاقات التأين الأولى وأنصاف الأقطار الذرية للعناصر في الدورة الثانية من الجدول الدوري.

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

أ. صف الاتجاه العام لتدرج طاقة التأين الأولى عند الانتقال في الدورة الثانية من اليسار إلى اليمين وشرحه.

ب. صف، اتجاه تدرج نصف القطر الذري عند الانتقال في الدورة الثانية من اليسار إلى اليمين وشرحه.

ج. ما العلاقة القائمة بين طاقة التأين الأولى ونصف القطر الذري 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) أقل من قيمة طاقة التأين الأولى للفوسفور (P). فسر ذلك من حيث التفاضل بين الإلكترونات.

ملخص

تتكوّن الذرّة من بروتونات ذات شحنة موجبة ونيوترونات متعادلة الشحنة موجودة في نواتها، وتكون هذه النواة محاطة بمستويات طاقة تحتوي إلكترونات ذات شحنة سالبة.
تتحرف حزم البروتونات والإلكترونات بواسطة المجالات الكهربائية أو الكهرومغناطيسية؛ أمّا حزم النيوترونات فلا تتحرف.
يمكن تحديد عدد الجسيمات دون الذرية سواء لذرة 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 إلكترونين و 6 إلكترونات و 10 إلكترونات على التوالي، ويمتلك كل مستوى طاقة فرعي عدداً محدداً من الأفلاك التي يمكن أن يستوعب كل منها إلكترونين 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 التأين 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. • تناثر زوج الإلكترونات المغزلي.
يمكن استنتاج التوزيع الإلكتروني للإلكترونات 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.

- البورون (B) عنصر موجود في المجموعة 13 (III) في الجدول الدوري. وهو يمتلك نظيرين.
استنتج عدد البروتونات والنيوترونات والإلكترونات الموجودة في ذرة واحدة متعادلة من النظير $^{11}_5\text{B}$.
- الزركونيوم، (Zr)، والهافنيوم، (Hf)، كلاهما من الفلزات. يمتلك أحد نظائر الزركونيوم (Zr) 40 بروتوناً و91 نيوكليوناً.
أ. **اذكر** عدد النيوترونات الموجودة في ذرة واحدة من هذا النظير.
ب. يمثل $^{180}_{72}\text{Hf}^{2+}$ رمز أيون لأحد نظائر الهافنيوم.
استنتج عدد الإلكترونات الموجودة في أيون واحد من نظير الهافنيوم هذا.

أفعال إجرائية

صف: قدّم الخصائص
والميزات الرئيسية

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

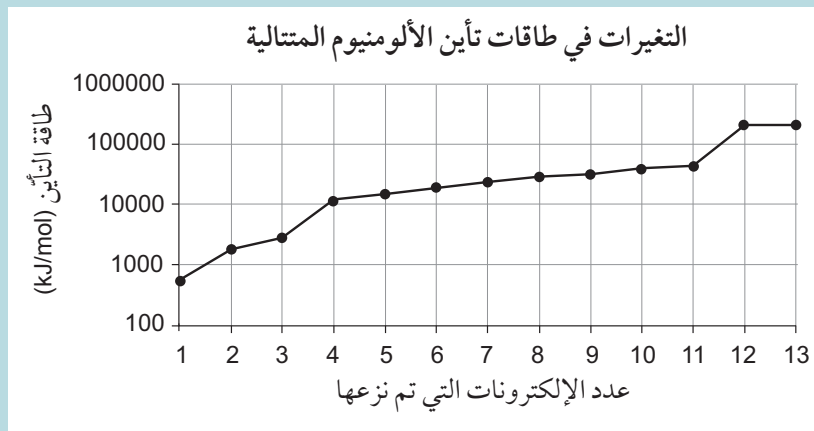
تم إطلاق حزمة من البروتونات نحو مجال كهربائي ناتج من صفيحتين مشحونتين كما هو موضح في المخطط المقابل.

أ. **صف** سلوك حزمة البروتونات عندما تمرّ عبر الفجوة القائمة بين الصفيحتين المشحونتين.

ب. **اشرح** إجابتك.

ج. **صف** ما يحدث عندما تمرّ حزمة من النيوترونات عبر الفجوة التي توجد بين الصفيحتين المشحونتين. اشرح إجابتك.

يُوضّح التمثيل البياني أدناه قيم طاقات التأين الـ 13 المتتالية للألومنيوم (Al).



- أ. ما المقصود بطاقة التأين 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+}) .
- يُوضّح 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.

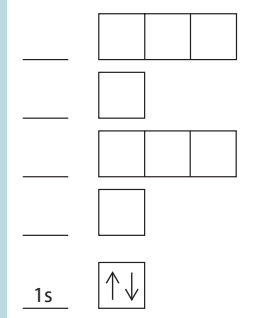
أفعال إجرائية

توقع/تنبأ: اقترح ما قد يحدث بناءً على المعلومات المتاحة.

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

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

- إضافة عناوين لمستويات الطاقة الفرعية الأخرى.
- توضيح كيفية ترتيب الإلكترونات.



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

أ. ما المقصود بالفلك الذري؟

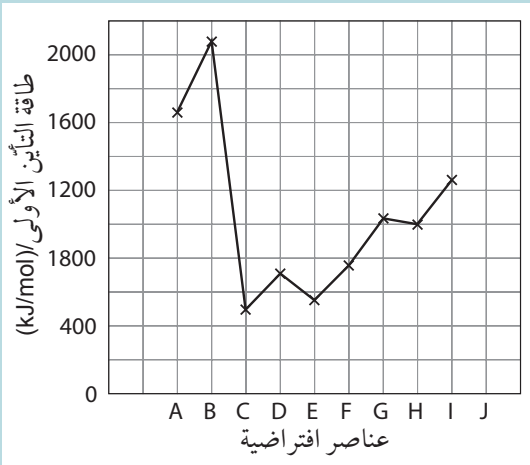
ب. ارسم مخططًا لتوضيح شكل كل من:
 ١. الفلك s ٢. الفلك p

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

- اذكر الفئة التي ينتمي إليها العنصر X في الجدول الدوري.
- اذكر العدد الأقصى من الإلكترونات في مستوى الطاقة الفرعي d.

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

- اكتب التوزيع الإلكتروني الكامل لهذا الأيون.
- اكتب رمز مستوى الطاقة الفرعي الذي يبدأ ملؤه بعد امتلاء 3d و 4s تمامًا.



يوضح التمثيل البياني المقابل قيم طاقات التأين

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

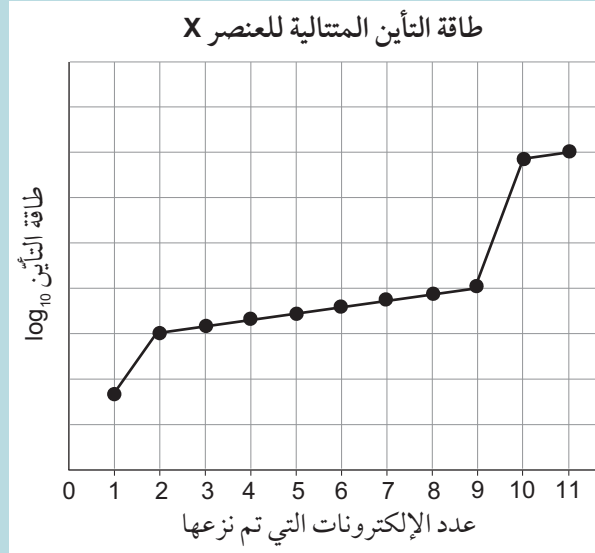
ج. اشرح سبب الارتفاع في قيمة طاقة التأين الأولى بين العنصر E والعنصر G.

د. قدر قيمة طاقة التأين الأولى للعنصر J.

أفعال إجرائية

اقترح: طبق المعرفة والفهم على المواقف التي تتضمن مجموعة من الإجابات الصحيحة من أجل تقديم المقترحات.

هـ. يوضح التمثيل البياني أدناه قيم طاقات التأين المتتالية للعنصر X.



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

أ. يوضح الجدول أدناه قيم طاقات التأين الخمس الأولى لخمس عناصر افتراضية (من A إلى E). اذكر المجموعة التي ينتمي إليها كل عنصر.

العنصر	طاقة التأين (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.

قائمة تقييم ذاتي

بعد دراسة هذه الوحدة، أكمل الجدول كالاتي.

أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	متمكّن إلى حدّ ما	مستعدّ للمضي قدماً
أفهم أن معظم كتلة الذرّة تتركز في النواة، والتي تحتوي على البروتونات (ذات الشحنة الموجبة)، والنيوترونات (المتعادلة، غير المشحونة).	١-١			
أفهم أن حزم البروتونات والإلكترونات تتحرف بتأثير من المجالات الكهربائية؛ أمّا حزم النيوترونات فلا تتأثر.	١-١			
أفهم أن ذرّات العنصر نفسه تمتلك عدد البروتونات نفسه، والذي يسمّى العدد الذري (Z).	١-١			
أستنتج عدد النيوترونات الموجودة في الذرّة من خلال طرح العدد الذري من العدد الكتلي (A - Z).	١-١			
أفهم أنه في الذرّة المتعادلة، يكون عدد الإلكترونات مساوياً لعدد البروتونات. وعندما يكون عدد البروتونات أكثر من عدد الإلكترونات، تصبح الذرّة أيوناً موجباً؛ أمّا عندما يكون عدد الإلكترونات أكثر من عدد البروتونات، فيتكوّن أيون ذو شحنة سالبة.	١-١			
أفهم أن مستويات الطاقة الرئيسية تحمل الأرقام الكميّة الرئيسية 1، 2، 3، 4، n، إلخ... وأن مستوى الطاقة الرئيسي الأدنى (n = 1) هو الأقرب إلى النواة.	٢-١			
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، إلكترونين و 6 إلكترونات و 10 إلكترونات على التوالي.	٢-١			
أفهم أن المنطقة الفراغية (الحيز المحيط بالنواة) التي من المحتمل أن يكون الإلكترون فيها، تسمّى فلكاً. ويتضمّن كل مستوى طاقة فرعي عدداً من الأفلاك التي يمكن أن يحتوي كل منها على إلكترونين كحدّ أقصى؛ حيث تحتوي مستويات الطاقة الفرعية s و p و d: فلكاً واحداً و 3 أفلاك و 5 أفلاك على التوالي.	٢-١			
أفهم أن أفلاك s لها شكل كروي وأن أفلاك p تمتلك "فضّين" اثنين.	٢-١			
أفهم أنه عند وجود إلكترونين في فلك ما، فإنهما يدوران (يفزلان) في اتجاهين متعاكسين، ويقال عنهما إنهما يشكلان زوجاً من الإلكترونات.	٢-١			
أستنتج التوزيع الإلكتروني للذرّات عبر إضافة إلكترونات إلى كل فلك، بدءاً بالأفلاك الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الأدنى.	٣-١			

مستعدّ للمضي قدماً	متمكّن إلى حدّ ما	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	أراجع الموضوع	أستطيع أن
			٣-١	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 ممكناً، فإن الإلكترونات تتزاوج.
			٥-١	أفهم أن الجذر الحرّ هو نوع من الجسيمات التي تحتوي على إلكترون غير متزاوج واحد أو أكثر.
			٥-١	أفهم أن طاقة التأين 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 ذات شحنة مقدارها +1)
			٥-١	أفهم أن مقدار طاقة التأين تعتمد على أربعة عوامل: أ. حجم الشحنة النووية. ب. بعد الإلكترونات الخارجية عن النواة. ج. الحجب بالإلكترونات الداخلية. د. تنافر زوج الإلكترونات المغزلي.
			٤-١	أشرح أنماط التدرّج في قيم أنصاف الأقطار الذرية والأيونية للعناصر عبر دورة ما وفي مجموعة ما في الجدول الدوري باستخدام العوامل الأربعة المذكورة أعلاه.
			٥-١	أستنتج أنماط التدرّج في قيم طاقة التأين الأولى للعناصر عبر دورة ما وفي مجموعة ما في الجدول الدوري باستخدام العوامل الأربعة المذكورة أعلاه.
			٥-١	أفهم أن قيم طاقات التأين اللازمة لنزع الإلكترون الأول والثاني والثالث والرابع، وهكذا... تدريجياً من كل ذرة أو أيون موجود في مول واحد من الذرات الغازية تسمّى طاقات التأين المتتالية.
			٥-١	أستنتج التوزيع الإلكتروني لعنصر ما وموقعه في الجدول الدوري (المجموعة التي ينتمي إليها العنصر) باستخدام بيانات قيم طاقات التأين المتتالية.

الوحدة الثانية <

حسابات التناسب الكيميائي

Stoichiometric Calculations

أهداف التعلم

- ١-٢ يعرف المصطلحات الآتية ويستخدمها:
 - المول في ضوء ثابت أفوجادرو
 - الصيغ الأولية والجزيئية
- ٢-٢ يجري العمليات الحسابية مُستخدماً مفهوم المول لإيجاد الصيغ الأولية والصيغ الجزيئية.
- ٣-٢ يجري العمليات الحسابية مُستخدماً مفهوم المول الذي يتضمّن الكتل المتفاعلة (من الصيغ والمعادلات) لتشمل تحديد:
 - الكمّيات الفعلية
 - النسبة المئوية للمردود
 - النسبة المئوية الكتلية
- ٤-٢ يجري العمليات الحسابية مُستخدماً مفهوم المول الذي يتضمّن حجوم الغازات.
- ٥-٢ يجري العمليات الحسابية مُستخدماً مفهوم المول الذي يتضمّن حجوم المحاليل وتراكيزها.
- ٦-٢ يستنتج العلاقات المرتبطة بنسب اتّحاد العناصر الكيميائية من الحسابات كما في ٢-٢ و ٣-٢ و ٤-٢ و ٥-٢

قبل أن تبدأ بدراسة الوحدة

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 الكيميائية الآتية: المول، الكتلة الذريّة النسبية، التركيز، الحجم المولي للغازات، درجة الحرارة والضغط القياسيين.
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 بالمصطلحين 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 احتياطات من النفط والغاز، وهي قادرة على إنتاج ما يقارب مليون برميل يومياً. حيث يتم تصدير بعضه، ويتم تحويل بعضه الآخر إلى مشتقات نفطية باستخدام التقطير التجزيئي في مصافي تكرير النفط العمانية، ليتم استخدامه كوقود، أو كمواد أولية في الصناعات البتروكيميائية العمانية.

تعدّ مدينة صحار الصناعية موطناً للكثير من الصناعات البتروكيميائية، والصناعات الكيميائية الأخرى. إذ تُنتج عملية معالجة النفط الخام كمّيات ضخمة من البولييمرات مثل البولي إيثين polyethene والبولي بروبين polypropene، إضافة إلى توفير مواد كيميائية تستخدم لتصنيع العديد

من المنتجات مثل مواد التنظيف، ومستحضرات التجميل، والأدوية، والمواد الزراعية والكثير من المنتجات الأخرى.



الصورة ١-٢ بعض الصناعات الكيميائية في مدينة صحار الصناعية.

أساسية وضرورية لمراقبة عمليات التصنيع الكيميائية والتحكم في ظروف التفاعل. فهذه الكميات يمكن حسابها في المختبر؛ أما في مصانع المواد الكيميائية، فغالباً ما تُستخدم الحواسيب وتتم إدارة العملية الكيميائية من غرفة التحكم.

وتحتاج عملية تصنيع المنتجات الكيميائية إلى مراقبة دقيقة، إذ يحسب الكيميائيون الكميات اللازمة للحصول على المردود المطلوب، ليتم تفاعلي الهدر في المواد المتفاعلة وتراكم النفايات. فلا تقتصر على معرفة المادة الناتجة فقط وإنما أيضاً على كمية المواد الناتجة بما فيها النفايات. وتعد حجوم الغازات وتراكيز المحاليل بيانات

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 المركب.

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 المركبات.

الصيغة الجزيئية	الصيغة الأولية	المركب
H ₂ O	H ₂ O	أكسيد الهيدروجين (الماء)
H ₂ O ₂	HO	فوق أكسيد الهيدروجين
SO ₂	SO ₂	ثنائي أكسيد الكبريت
C ₄ H ₁₀	C ₂ H ₅	البيوتان
C ₆ H ₁₂	CH ₂	الهكسان الحلقي

الجدول ٢-١ الصيغ الأولية والجزيئية لبعض المركبات.

مع ملاحظة ما يلي:

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

مصطلحات علمية

الصيغة الأولية

Empirical formula:

هي أبسط نسبة عددية صحيحة لذرات العناصر الموجودة في جُزيء واحد، أو في وحدة صيغة واحدة من المركب.

الصيغة الجزيئية

Molecular formula:

تعبر عن العدد الفعلي لذرات كل عنصر موجود في جُزيء واحد.

سؤال

١ استنتج الصيغة الأولية لكل من:

أ. الهيدرازين (N₂H₄)

ب. الأوكتان (C₈H₁₈)

ج. البنزين (C₆H₆)

د. الأمونيا (NH₃)

الوحدة الثانية: حسابات التناسب الكيميائي

ويمكن إيجاد الصيغة الأولية لمركب ما عبر تحديد كتلة كل عنصر موجود في عينة من المركب كما في المثالين الآتيين:

أمثلة

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

الحل: (يمكنك استخدام الجدول الآتي كطريقة أخرى للحل)

P	O	الخطوات
1.55 g	3.55 - 1.55 = 2.00 g	الخطوة ١: سجل كتلة كل عنصر
$\frac{1.55 \text{ g}}{31.0 \text{ g/mol}}$ = 0.05 mol	$\frac{2.00 \text{ g}}{16.0 \text{ g/mol}}$ = 0.125 mol	الخطوة ٢: اقسّم على الكتل الذرية لإيجاد عدد المولات
$\frac{0.05}{0.05}$ = 1	$\frac{0.125}{0.05}$ = 2.5	الخطوة ٣: اقسّم على العدد الأقل من عدد المولات المحسوبة
PO _{2.5}		الخطوة ٤: اكتب الصيغة الناتجة
P ₂ O ₅		الخطوة ٥: يجب ألا 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

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.

الحل:

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

كما يمكن استنتاج الصيغة الأولية من البيانات التي تعطي النسبة المئوية الكتلية لكل عنصر موجود في المركب 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.

الحل:

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

وبالتالي تكون الصيغة الأولية للمركب هي (CH₂)

سؤال

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

تُوضّح الصيغة الجزيئية العدد الفعلي لكل ذرّة من الذرّات المختلفة الموجودة في جُزء ما. لذا تستخدم في كتابة المعادلات الكيميائية الموزونة وحساب الكتلة المولية (الكتلة الجزيئية)، ودائماً ما تكون الصيغة الجزيئية من مضاعفات الصيغة الأولية، فعلى سبيل المثال: الصيغة الجزيئية للإيثان (C₂H₆)، هي ضعف صيغته الأولية، (CH₃).

ولاستنتاج الصيغة الجزيئية، نحتاج إلى معرفة:

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

مثال

٤. ما الصيغة الجزيئية لمركب يمتلك الصيغة الأولية (CH₂Br)، وكتلته المولية تساوي 187.8 g/mol.

الحل:

الخطوة ١: احسب الكتلة المولية للصيغة الأولية:

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

الخطوة ٢: اقسّم 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:

2 × CH₂Br، فتكون الصيغة الجزيئية لهذا

المركب هي: C₂H₄Br₂.

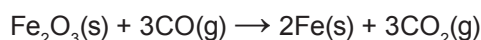
سؤال

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

الكتلة المولية الجزيئية (g/mol)	الصيغة الأولية	المركب
82	C ₃ H ₅	A
237	CCl ₃	B
112	CH ₂	C

٢-٢ حسابات كتل المواد المتفاعلة والناتجة

حين تتفاعل مواد كيميائية فيما بينها تفاعلاً تاماً، نحتاج إلى معرفة كتلة كل مادة متفاعلة أحياناً، 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:



مصطلحات علمية

التناسب الكيميائي Stoichiometry: تمثيل النسب المولية للمواد المتفاعلة والناتجة.

الوحدة الثانية: حسابات التناسب الكيميائي

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 كالتالي:



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

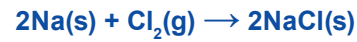
الكيميائي، نستخدم:

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

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

مثال

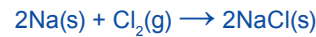
٥. يتفاعل الصوديوم (Na) مع غاز الكلور (Cl_2) لتكوين كلوريد الصوديوم ($NaCl$) وفقاً للمعادلة الآتية:



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

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل.



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

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

- من هذه الحسابات يمكننا استنتاج ما يلي:
- يلزم 71.0 g من الكلور للتفاعل تماماً مع 46.0 g من الصوديوم.
 - يلزم 35.5 g من الكلور بالضبط للتفاعل تماماً 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 دائماً 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 المحددة للتفاعل والمادة الفائضة حيث إن:

- المادة التي تمتلك عدداً فائضاً من المولات هي المادة الفائضة.
- المادة التي يُستهلك عدد مولاتها بشكل تام هي المادة المحددة للتفاعل.

مهم

- 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:



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

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الموزونة.



الخطوة ٢: احسب الكتلة المولية لكربونات النحاس (II)

لكونها هي المادة المحددة للتفاعل، مع الأخذ

في الاعتبار عدد المولات في المعادلة.

(1 mol) من كلوريد النحاس (II) \rightarrow (1 mol) من كربونات النحاس (II)

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



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

24.7 g من كربونات النحاس (II)

$$24.7 \text{ g CuCO}_3 \rightarrow \frac{134.5}{123.5} \times 24.7 \text{ g CuCl}_2$$

$$= 26.9 \text{ g}$$

مثال

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



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

الحل:

الخطوة ١: احسب عدد مولات كل مادة متفاعلة.

$$\text{عدد مولات } (\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{79.8}{(2 \times 55.8) + (3 \times 16.0)} = 0.50 \text{ mol}$$

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

الخطوة ٢: أشر إلى التناسب الكيميائي للمعادلة:

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

إذاً، لكل 0.5 mol من (Fe_2O_3) نحتاج إلى

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

طريقة بديلة (طريقة المقص)

من التناسب الكيميائي للمعادلة، نسبة



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

الخطوة ٣: حدد مما يأتي المادة الفائضة:

0.75 mol = عدد مولات (C) اللازمة

0.78 mol = عدد مولات (C) من الخطوة ١

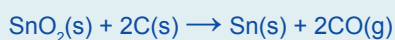
إذاً، (C) هو المادة الفائضة بمقدار:

$$0.78 - 0.75 = 0.03 \text{ mol}$$

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

سؤال

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



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

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



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

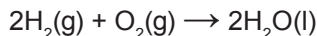
التناسب الكيميائي لتفاعل ما

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



4.0	32.0	36.0
(2×1.0)	(2×16.0)	$(2 \times 1.0) + 16.0$
= 2 mol	= 1 mol	= 2 mol

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



يمكننا أيضاً 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. إلا أنه لا يوجد سوى ذرة أكسجين واحدة فقط في جزيء الماء، أي نصف كمية الأكسجين الموجودة في جزيء الأكسجين. لذا، فإن النسبة المولية للأكسجين إلى الماء (H_2O) في المعادلة يجب أن تكون 2 : 1.

الأرقام المعنوية

عندما نجري الحسابات الكيميائية، من المهم أن نعطي الإجابة بعدد يتضمّن أرقاماً 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

مهم

- 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.
- الأصفر التي تكون على يسار العدد لا تُعدّ معنوية. فعلى سبيل المثال، يحمل العدد 0.004 رقمًا معنويًا واحدًا فقط.
- تُعدّ الأصفار الموجودة على يمين الفاصلة العشرية بعد العدد أرقامًا معنوية، فالعدد 0.0040 له رقمان معنويان، و0.00400 له ثلاثة أرقام معنوية.
- 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، علماً أن الكتلة المولية لأكسيد الكالسيوم تساوي 56.1 g/mol

الحل:

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

سؤال

٥. يتفاعل 56.2 g من السيليكون (Si) مع 284.0 g من الكلور (Cl₂) لتكوين 340.2 g من كلوريد السيليكون (IV) (SiCl₄). استخدم هذه المعلومات لإيجاد التناسب الكيميائي للتفاعل. اكتب معادلة التفاعل.

النسبة المئوية الكتلية

يمكننا استخدام صيغة مركب ما والكتل الذرية النسبية لحساب النسبة المئوية الكتلية Percentage composition by mass لعنصر معين في المركب.

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

مثال

٩. احسب النسبة المئوية الكتلية للحديد الموجود في مركب أكسيد الحديد (III) (Fe₂O₃).

الحل:

الخطوة ١: استخدم الصيغة الكيميائية لإيجاد عدد مولات الحديد في مول واحد من (Fe₂O₃). يوجد 2 mol حديد في (Fe₂O₃)

الخطوة ٢: استخدم المعادلة لتحسب النسبة المئوية الكتلية.

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

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



من المثال يتضح أن خام Fe₂O₃ يحتوي على نسبة 69.9% من الحديد.

سؤال

٦. احسب النسبة المئوية الكتلية للكربون الموجود في الإيثانول (C₂H₅OH).

النسبة المئوية للمردود

في كثير من التفاعلات الكيميائية، وخصوصاً 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 ربما 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 بواسطة الحسابات الكيميائية. **المردود الفعلي Actual yield** هو كمية (عدد مولات) أو كتلة المادة الناتجة التي تمّ الحصول عليها من التجربة. أمّا **المردود النظري Theoretical 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 المردودين الفعلي والنظري للمادة الناتجة بحساب النسبة المئوية للمردود **Yield** التي تعبر عن مقدار مادة ناتجة معيّنّة حصلت عليها من المواد المتفاعلة مقارنة بالكمية 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.

مهم

تعد النسبة المئوية للمردود الفعلي مقبولة عملياً 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 للمردود كلوريد الألومنيوم



الحل:

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

27 g من 2 من (Al) ستنتج $(3 \times 35.5) + 27$ من (AlCl_3)
أي أن: 54 g من (Al) ستنتج 267 g من (AlCl_3)

الخطوة ٢: احسب كتلة كلوريد الألومنيوم التي تكوّنت من 18 g من الألومنيوم.
18 g من (Al) ستنتج:

$$267 \times \frac{18}{54} = 89.0 \text{ g } (\text{AlCl}_3)$$

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 (Na₂CO₃) وفقاً للمعادلة الآتية:



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

الحل:

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

$$M_r(\text{HCl}) = 1.0 + 35.5 = 36.5$$

عدد مولات (HCl) في 7.30 g:

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

$$M_r(\text{NaCl}) = 23.0 + 35.5 = 58.5$$

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:

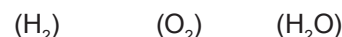
$$100 \times \frac{0.14}{0.20} = 70.0 \%$$

٣-٢ 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 أي غاز حجماً مقداره 24.0 L. فمثلاً 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 مثلاً 20 mL من غاز الهيدروجين مع 10 mL من غاز الأكسجين، فسوف نجد أن الغازين قد تفاعلا تماماً، ولم يتبق أي هيدروجين أو أكسجين. ووفقاً لفرضية أفوجادرو، فإن حجوماً 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

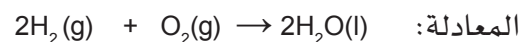
2 : 1. ويمكننا تلخيص ذلك على النحو الآتي:

ماء → أكسجين + هيدروجين



حجوم الغازات: 20 mL 10 mL

نسبة المولات: 2 : 1

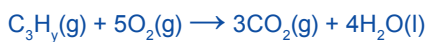


ويمكن التوسع في هذه الفكرة إلى تجارب تتضمن بيانات احتراق الهيدروكربونات. حيث يوضح المثال ١٢ إمكانية استنتاج صيغة مركب هيدروكربوني بالتناسب الكيميائي من معادلة احتراقه.



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

الخطوة ٣: وبما أن 5 mol من جزيئات الأكسجين استهلكت لتتفاعل مع كل من الكربون والهيدروجين الموجودين في المركب الهيدروكربوني، وقد استهلك 3 mol من جزيئات الأكسجين هذه في تكوين غاز ثاني أكسيد الكربون، فإن الموليين الباقيين (5 - 3 = 2 mol)، يجب أن يُستهلكا في التفاعل مع الهيدروجين لتكوين الماء. ولأن هنالك 4 mol من ذرات الأكسجين في 2 mol من جزيئات الأكسجين، بالتالي يتكوّن 4 mol من الماء



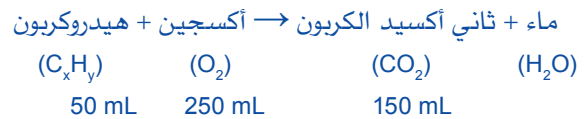
الخطوة ٤: لذا، يجب أن يكون هنالك 8 ذرات هيدروجين في جزيء واحد من المركب الهيدروكربوني. وبالتالي فإن الصيغة الكيميائية لهذا المركب الهيدروكربوني هي (C₃H₈) واسمه البروبان :



١٢. عندما يتفاعل 50 mL من مركب هيدروكربوني بشكل تام مع 250 mL من غاز الأكسجين (O₂)، يتكوّن 150 mL من غاز ثاني أكسيد الكربون (CO₂). (تم قياس الغازات جميعها عند الظروف نفسها من الضغط ودرجة الحرارة). استنتج الصيغة الكيميائية للمركب الهيدروكربوني واسمه (بالرجوع الى الصف العاشر).

الحل:

الخطوة ١:



الخطوة ٢: نسبة المولات:



بما أن كل 1 mol من المركب الهيدروكربوني يُنتج 3 mol من غاز ثاني أكسيد الكربون، يجب أن يكون هناك 3 mol من ذرات الكربون في 1 mol من المركب الهيدروكربوني، أي أن

$$x = 3$$



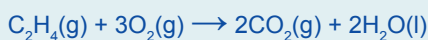
أسئلة

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

ب. استنتج الصيغة الجزيئية لهيدريد الفوسفور.

ج. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل.

أَيّ من الحجم الموضّحة فيما يلي، هو حجم غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج من تفاعل 14 g من الإيثين (C₂H₄) مع فائض من الأكسجين، وفقاً للمعادلة أدناه؟



أ. 96.0 L ب. 24.0 L

ج. 0.0467 L د. 12.0 L

١٠

٧. عندما يتفاعل 20 mL من البروبان (C₃H₈) مع 100 mL من الأكسجين (O₂)، ينتج 60 mL من ثاني أكسيد الكربون (CO₂) و 80 mL من الماء (H₂O). 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 (O₂) لإنتاج 100 mL من ثاني أكسيد الكربون (CO₂) و 200 mL من الماء (H₂O). ما صيغة هذا الهيدروكربون؟

٩. يتفاعل 50 mL من هيدريد الفوسفور الغازي (PH₃) بشكل تام مع 150 mL من الكلور (Cl₂) لتكوين ثلاثي كلوريد الفوسفور السائل و 150 mL من غاز كلوريد الهيدروجين (HCl).

مهارات عمليّة ١-٢

جمع الغاز وقياسه

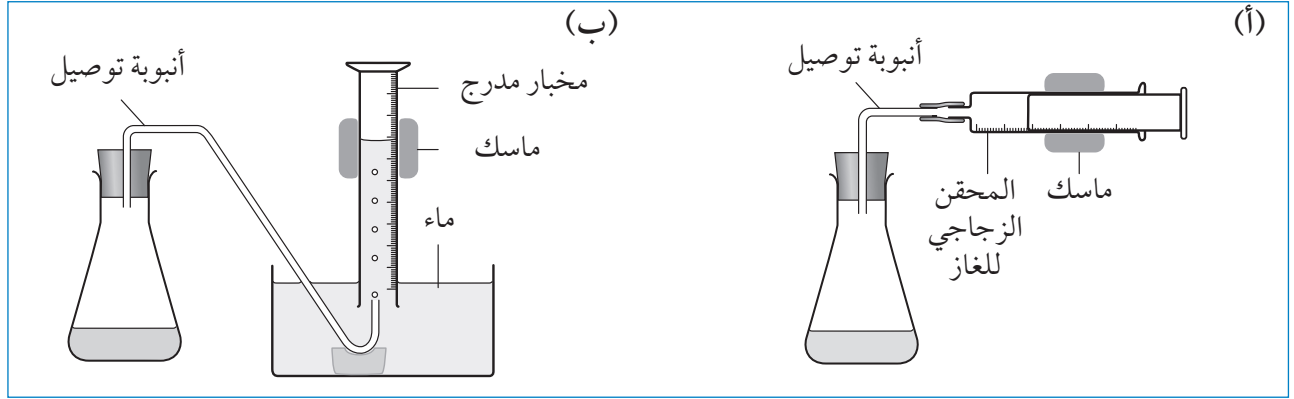
من المهمّ أن يكون لديك فكرة تقريبية عن حجم الغاز الناتج أثناء تجربة ما، بحيث يمكنك اختيار الحجم المناسب للمحقن الزجاجي للغاز أو للمخبر المدرج. إذ يجب أن يكون حجم المخبر المدرج أكبر بضعفين إلى ثلاثة أضعاف من حجم الغاز المتوقع إنتاجه.

وتذكّر أنه كلما كان حجم المخبر المدرج 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 للمخبر المدرج 25 mL).

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



الشكل ١-٢ طريقتان مختلفتان لجمع الغازات.

مهارات عمليّة ٢-٢

حساب الأخطاء المرتبطة في التجارب العملية

عند إجراء تقييم لنوعية البيانات التي تمّ جمعها، يجب مراعاة نوعين من الأخطاء: الأخطاء العشوائية والأخطاء المنهجية. وكلما أجرينا تجربة عملية، سنعثر حتماً 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 جداً وإمّا منخفضة جداً، لذلك تسمّى هذه الأخطاء بالعشوائية، ويقلل تكرار الاختبارات واعتماد متوسط القيم من تأثير تلك الأخطاء العشوائية.

مهم

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

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

$$\begin{aligned} &= \text{النسبة المئوية للخطأ} \\ &= 100\% \times \frac{|24.3 - 26.6|}{24.3} \\ &= 100\% \times \frac{2.3}{24.3} = 9.47\% \end{aligned}$$

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

افتراض أن لميزان درجة الحرارة الذي تستخدمه عدم دقة (uncertainty) تساوي $\pm 1^\circ\text{C}$. فإذا كنا نسجل قراءتين لدرجة الحرارة في التجربة نفسها، مثلًا القراءة الأولى 21°C والقراءة الثانية 42°C ، فإن فرق درجة الحرارة يساوي 21°C .

ونظرًا لعدم الدقة الكامنة في الجهاز، ستكون القراءة الأولى $(21 \pm 1)^\circ\text{C}$ (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 الحد الأقصى للاختلاف 23°C والحد الأدنى 19°C . وبالتالي تكون القراءة الصحيحة $(21 \pm 2)^\circ\text{C}$.

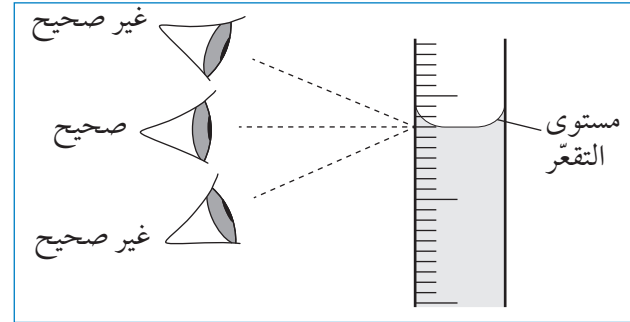
$$\begin{aligned} &= \text{النسبة المئوية للخطأ} \\ &= 100\% \times \frac{\text{الحد الأقصى للخطأ}}{\text{قيمة مقاسة}} \\ &= \frac{2}{21} \times 100\% = 9.52\% \end{aligned}$$

قراءات المخابير المدرجة

تعدّ المخابير المدرجة دقيقة بشكل عام حتى $\pm 1 \text{ mL}$. فإذا قمت بقياس 50.0 mL من محلول ما في مخبر سعتته 100 mL ، تكون:

$$\begin{aligned} &= \text{النسبة المئوية للخطأ} \\ &= 100\% \times \frac{\text{الحد الأقصى للخطأ}}{\text{قيمة مقاسة}} \\ &= 100\% \times \frac{1}{50} = 2\% \end{aligned}$$

ومع ذلك، يمكن أن تؤدي أخطاء أخرى إلى تسجيل قيم مرتفعة أو منخفضة بشكل متسق 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 التأكد 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 تتفّدها، أن تقيّم النتائج وتحدّد النسبة المئوية الكلية للخطأ في القيم التي تسجلها. ففي بعض الحالات، يتاح لك التحقق ممّا يجب أن تكون عليه القيمة الفعلية. فإذا كنت تعرف هذه القيمة، يمكنك حساب النسبة المئوية للخطأ باستخدام المعادلة الآتية:

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

مهم

- القيمة التجريبية: هي القيمة المحسوبة عملياً أثناء القيام بإجراء التجارب العملية.
- القيمة الفعلية: هي القيمة التي تم قياسها عملياً في ظروف معيارية.

مثال

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

تابع

قراءات السحاحة

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

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

إذا أخذت من السحاحة 22 mL من المحلول، تكون:

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

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

قراءات الميزان الإلكتروني

يعتمد الحد الأقصى للخطأ في الميزان الإلكتروني على نوعية الميزان، وتساوي دقة ميزان يمتلك منزلتين عشريتين ± 0.005 g. وكل قراءة يتم تسجيلها تتضمن قيمة

هذا الخطأ؛ أمّا إذا أجريت قراءتين، فإن الخطأ الأقصى يساوي ± 0.01 g. تأمل 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؛

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

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

مهارات عمليّة ٢-٣

تحضير محلول قياسي

$$V = \text{الحجم (mL)}$$

$$m = \text{الكتلة (g)}$$

$$M_r = \text{الكتلة المولية (g/mol)}$$

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 تماماً، 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.

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 طلب إليك تحضير المحلول 250 mL (0.25 L) من محلول كربونات الصوديوم تركيزه 0.100 mol/L، فيجب عليك أولاً حساب كتلة كربونات الصوديوم ووزنها بدقة لتحضير هذا المحلول القياسي.

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

$$M = \text{التركيز (mol/L)}$$

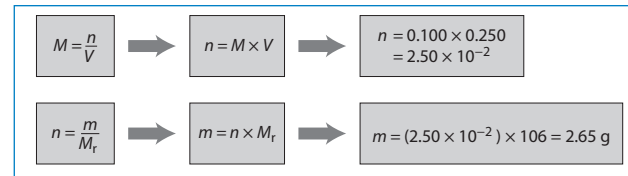
$$n = \text{عدد المولات (mol)}$$

الجزء ١: حساب كتلة المذاب المطلوبة

قبل تحضير المحلول القياسي، ينبغي حساب كتلة المذاب Solute التي ستحتاج إلى وزنها باستخدام المعادلتين الآتيتين:

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

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

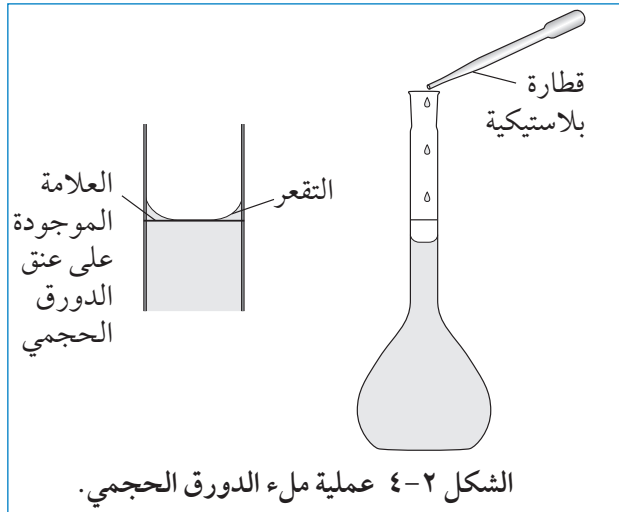
ولتحضير المحلول القياسي للمادة المذابة سوف تحتاج إلى:

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

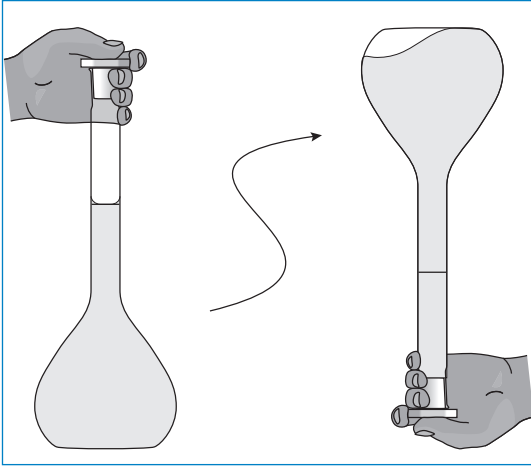
الطريقة:

1. استخدم قارب الوزن لوزن الكمية 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 مرتين باستخدام الماء المقطر من قنينة الغسيل، وصب ماء الغسيل في الكأس الزجاجية.
2. أضف مزيداً من الماء إلى الكأس الزجاجية بحيث يكون لديك نحو 100 mL. حرّك المخلوط بساق التقليب حتى تذوب كربونات الصوديوم تماماً.
3. ضع قمع الترشيح داخل فوهة عنق الدورق الحجمي سعة 250 mL، ثم صب محتويات الكأس الزجاجية في الدورق.
4. باستخدام قنينة الغسيل، اغسل الكأس الزجاجية، وصب ماء الغسيل في الدورق. كرر هذه العملية عدة مرات. يجب عليك غسل ساق التقليب أيضاً.
5. 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 الخط الموجود على عنق الدورق كما هو موضح في الشكل (٢-٤).



مهم

- 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.



الشكل ٢-٥ عملية رجّ الدورق الحجمي.

٦. أغلق الدورق الحجمي بالسدادة، واضغط عليها بإبهام يدك لإحكام إغلاقها، ثم اخلط المحلول وذلك بقلب الدورق رأساً 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 رأساً على عقب من جديد عدة مرات أخرى.

٤-٢ المعايرة والتناسب الكيميائي

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 السكر الموجودة في منتج ما، أو لتركيز الفيتامينات المفيدة. وتعدّ عملية المعايرة مهارة كيميائية أساسية تتضمن معايرة حمض وقاعدة عند مزجهما في محلول كما درست في الصف العاشر. ويُستخدم كاشف لتحديد نقطة-نهاية عملية المعايرة التي يستدل عليها بتغيير لونه. كما تُستخدم هذه التقنية في مجالات أخرى. ويوضح المثال ١٣ أهمية عملية المعايرة في حساب التركيز الدقيق لمحلول ما من خلال معادلته بـحمض معلوم التركيز والحجم.

مصطلحات علمية

المعايرة Titration:

طريقة لإيجاد كمّية مادة موجودة في محلول عبر تفاعلها مع كمّية معروفة من مادة أخرى. ويُستخدم كاشف لتوضيح انتهاء تفاعل المادتين معاً بشكل تام (بالكمّيات المتكافئة الصحيحة).

مهم

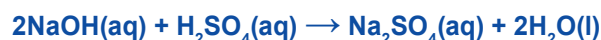
- عند إجراء عملية المعايرة يجب علينا معرفة تركيز أحد المحلولين وحجمهما مع حجم أو تركيز المحلول الآخر.

$$\text{التركيز المولاري للمحلول (mol/L)} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}}$$

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

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

١٣. تمّت معايرة 25.0 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) بـ 15.10 mL بالضبط من حمض الكبريتيك (H₂SO₄) تركيزه 0.200 mol/L، وفقاً للمعادلة الآتية:



احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم (mol/L).

الحلّ:

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

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

$$\frac{15.10}{1000} \times 0.200 = 0.00302 \text{ mol}$$

الخطوة ٢: اضرب في 2 لأن المعادلة الكيميائية الموزونة تُوضّح أن مولين من (NaOH) يتفاعلان مع كل مول من (H₂SO₄).

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

$$\text{عدد مولات (NaOH)} =$$

$$\text{عدد مولات الحمض (من الخطوة ١)} \times 2 = 0.00604 \text{ mol}$$

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

لحساب تركيز محلول (NaOH) من معادلة التركيز

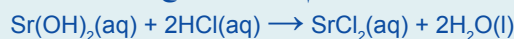
$$\frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم المحلول (L)}} = \text{التركيز (mol/L)}$$

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

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

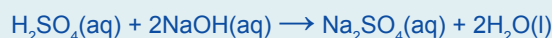
سؤال

١١ أ. تُكتب معادلة معايرة هيدروكسيد السترونشيوم (Sr(OH)₂) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) على النحو الآتي:



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 بال mol/L. تُكتب معادلة التفاعل على النحو الآتي:



يمكننا استخدام نتائج عملية المعايرة لإيجاد التناسب الكيميائي لتفاعل ما. ولقيام بذلك، نحتاج إلى معرفة تراكيز المادتين المتفاعلتين وحجومهما. ويوضح 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.

الحل:

الخطوة ١: احسب عدد مولات كل مادة متفاعلة.

عدد المولات الهيدروكسيد الفلزي =

$$\text{التركيز (mol/L)} \times \text{حجم المحلول (L)} = \frac{25.0}{1000} \times 0.0500 = 1.25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{عدد مولات حمض الهيدروكلوريك} = \text{التركيز (mol/L)} \times \text{حجم المحلول (L)} \\ = \frac{12.50}{1000} \times 0.200 = 2.50 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

الخطوة ٢: استنتج أبسط نسبة مولية لهيدروكسيد الفلز

إلى حمض الهيدروكلوريك. $1.25 \times 10^{-3} \text{ mol}$ من

الهيدروكسيد: $2.50 \times 10^{-3} \text{ mol}$ من الحمض؛

أي، 1 هيدروكسيد = 2 حمض

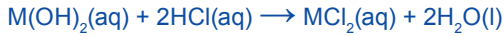
يعادل (1 mol) من أيونات الهيدروكسيد (1 mol) من أيونات

الهيدروجين. وبما أن (1 mol) من هيدروكسيد الفلز يعادل (2 mol)

من حمض الهيدروكلوريك، يجب إذاً أن يحتوي هيدروكسيد الفلز

على أيوني هيدروكسيد في كل وحدة صيغة ($n = 2$).

الخطوة ٣: اكتب معادلة للتفاعل:



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؟

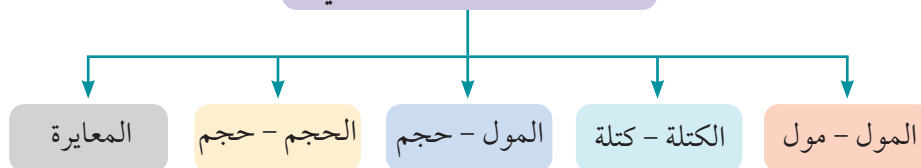
د. اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل مستعيناً بإجاباتك عن الجزئيات أ، و ب، و ج. استخدم الرمز X لتمثيل الفلز.

استخدام مفهوم المول:

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

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

حسابات التناسب الكيميائي



أسئلة نهاية الوحدة:

أفعال إجرائية

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

١ تم الحصول على عينة من فلز الزركونيوم عبر تفاعل 58.30 g من رباعي كلوريد الزركونيوم، مع فائض من الماغنيسيوم.
$$\text{ZrCl}_4 + 2\text{Mg} \rightarrow \text{Zr} + 2\text{MgCl}_2$$

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 أيضاً. اكتب معادلة هذا التفاعل، شارحاً 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 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، وفقاً للمعادلة الآتية:
- $$Cl_2(g) + 2NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + NaOCl(aq) + H_2O(l)$$
- 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 الوحدة، أكمل الجدول كالاتي.

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

الوحدة الثالثة <

الترايط الكيمياءى

Chemical Bonding

أهداف التعلم

- ١-٢ يصف الأنواع المختلفة من الروابط الكيميائية (الأيونية والتساهمية والفلزية) وقوى الترابط بين الجزيئات.
- ٢-٢ يعرف الرابطة الأيونية على أنها قوى جذب كهروستاتيكي بين الأيونات ذات الشحنات المعاكسة (الكاتيونات الموجبة الشحنة والأنيونات السالبة الشحنة).
- ٣-٢ يستخدم مخططات التمثيل النقطي لإظهار ترتيب الإلكترونات في المركبات ذات الترابط الأيوني والتساهمي (بما فيها الروابط المتعددة) والترابط التناسقي.
- ٤-٢ يفهم أن بعض العناصر الموجودة في الدورة الثالثة تتجاوز قاعدة الثمانية (إلى أكثر من 8 إلكترونات في مستوى طاقة التكافؤ كما في المركبات: ثنائي أكسيد الكبريت SO_2 ، وخماسي كلوريد الفوسفور PCl_5 ، وسداسي فلوريد الكبريت SF_6)
- ٥-٢ يصف الرابطة التناسقية (الرابطة التساهمية التناسقية)، كما في:
- التفاعل بين غازي الأمونيا وكلوريد الهيدروجين لتكوين أيون الأمونيوم NH_4^+
 - جزيء Al_2Cl_6
 - الأيونات المعقدة $[CuCl_4]^{2-}$ و $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$
- ٦-٢ يذكر الأشكال الهندسية للجزيئات وزوايا الروابط الموجودة فيها باستخدام نظرية التناظر بين أزواج الإلكترونات VSEPR ويشرحها، بتطبيق هذه النظرية على الأمثلة البسيطة الآتية:
- BF_3 (مثلث مستوي، 120°)
 - CO_2 (خطي، 180°)
 - CH_4 (رباعي الأوجه، 109.5°)
 - NH_3 (هرم ثلاثي، 107°)
 - H_2O (منحني، 104.5°)
 - SF_6 (ثماني الأوجه، 90°)
 - PF_5 (هرم ثلاثي مزدوج، 120° و 90°)
- ٧-٢ يتنبأ بالأشكال وزوايا الروابط في الجزيئات والأيونات المماثلة لتلك المحددة في ٦-٢.
- ٨-٢ يصف الروابط التساهمية من حيث تداخل الأفلاك مما يكون روابط سيجما (σ) و باي (π)
- تتكوّن الروابط σ من خلال التداخل رأس-رأس للأفلاك بين الذرات المترابطة.
 - تتكوّن الروابط π من خلال التداخل الجانبي للأفلاك p المتجاورة، في أعلى وأسفل الرابطة σ
 - ٩-٢ يصف كيف تتكوّن الروابط σ و π في جزيئات H_2 ، C_2H_6 ، C_2H_4 ، HCN و N_2
 - ١٠-٢ يستخدم مفهوم التهجين لوصف الأفلاك sp و sp^2 و sp^3
 - ١١-٢ يعرّف المصطلحات الآتية:
 - طاقة الرابطة هي الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من رابطة تساهمية معيّنة في الحالة الغازية.
 - طول الرابطة هي المسافة بين نواتي ذرتين مترابطتين تساهمياً.
 - ١٢-٢ يستخدم قيم طاقة الرابطة ومفهوم طول الرابطة لمقارنة النشاط الكيميائي للجزيئات التساهمية.
 - ١٣-٢ يعرّف السالبية الكهربائية بأنها قدرة ذرة معينة مترابطة تساهمياً بذرة أخرى على جذب زوج إلكترونات الرابطة نحوها.
 - ١٤-٢ يشرح العوامل التي تؤثر على السالبية الكهربائية للعناصر من حيث الشحنة النووية ونصف القطر الذري والحجب بواسطة إلكترونات مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية الداخلية.
 - ١٥-٢ يذكر تدرج قيم السالبية الكهربائية للعناصر في الجدول الدوري عبر الدورة من اليسار إلى اليمين أو في المجموعة من الأسفل إلى الأعلى ويشرحها.
 - ١٦-٢ يستخدم الاختلافات في قيم بولينغ (Pauling) للسالبية الكهربائية للتنبؤ بتكوّن الروابط الأيونية والتساهمية (لن يتم التطرق إلى الطابع التساهمي في بعض المركبات الأيونية) (ستعطى قيم بولينغ للسالبية الكهربائية عند الضرورة).
 - ١٧-٢ يستخدم مفهوم السالبية الكهربائية لشرح قطبية الروابط وقيم العزم القطبي بين الذرات وتأثير ذلك على قطبية الجزيء.
 - ١٨-٢ يصف قوى فان دير فال كقوى بين الجزيئات ويميّزها عن الروابط الكيميائية.

- ١٩-٣ يصف أنواع قوى فان دير فال Van der Waals :
- قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث (id-id)، والتي تسمى أيضاً قوى لندن للتشتت (London).
 - قوى ثنائي القطب الدائم - ثنائي القطب الدائم (pd-pd)، والتي تتضمن الرابطة الهيدروجينية.
- ٢٠-٣ يشرح أنماط تدرج درجات الغليان أو درجات الانصهار لعناصر أو لمركبات مستندا على قوى الترابط بين الجزيئات
- ٢١-٣ يفهم الرابطة الهيدروجينية كنوع من القوى ثنائي - ثنائي القطب الدائم بين الجزيئات حيث يرتبط الهيدروجين بذرة ذات سالبية كهربائية عالية.
- ٢٢-٣ يصف الرابطة الهيدروجينية، مقتصرًا على الجزيئات التي تحتوي على مجموعات N—H و O—H و F—H، والتي تتضمن الأمونيا والماء وفلوريد الهيدروجين كأمثلة بسيطة.
- ٢٣-٣ يستخدم مفهوم الرابطة الهيدروجينية لشرح الخصائص الاستثنائية للماء (H₂O) (الجليد والماء):
- ارتفاع درجة انصهاره ودرجة غليانه نسبياً.
 - ارتفاع التوتّر السطحي نسبياً.
 - كثافة الجليد الصلب مقارنة بكثافة الماء السائل.
- ٢٤-٣ يذكر أن الروابط الأيونية والتساهمية والفلزية أقوى من القوى بين-الجزيئات.
- ٢٥-٣ يصف تأثير الأنواع المختلفة من البنى (التركيب) والروابط على الخصائص الفيزيائية للمواد، بما في ذلك درجة الانصهار ودرجة الغليان والتوصيل الكهربائي والذوبانية، ويفسرها ويتبأ بها.
- ٢٦-٣ يستنتج نوع التركيب البنائي والترابط الموجود في مادة ما من المعلومات المعطاة.

قبل أن تبدأ بدراسة الوحدة

١. ناقش مع زملائك المقصود بكل مما يلي:
 - أ. الرابطة التساهمية
 - ب. الرابطة الأيونية
 - ج. الرابطة الفلزية
 - د. القوى بين-الجزيئات
 مع ذكر أنواع الجسيمات المسؤولة عن قوى الجذب ما بين الذرات أو الأيونات.
 ٢. ارسم مخططاً معنوناً لمركب أيوني وآخر لمركب تساهمي بسيط. قارن مخططك بمخططات زملائك.
 ٣. ضع قائمة بالخصائص الفيزيائية النموذجية للفلزات مثل الحديد، واللافلزات مثل الكبريت. قارن قائمتك بما كتبه زملاؤك.
 ٤. ناقش مع زملائك كيف يتم حساب عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيسي الخارجي للذرات في المجموعتين (I)، و (II)، وفي المجموعات من 13 إلى 18 (المجموعات من III إلى VIII).
 ٥. اختر واحداً من الأيونات الموجبة الآتية: الصوديوم أو الماغنيسيوم أو الكالسيوم، وواحداً من الأيونات السالبة الآتية: الأكسجين أو الكلور أو البروم، ثم ارسم التوزيع الإلكتروني البسيط للأيونين الموجب والسالب اللذين تم اختيارهما، بعدها ارسم مخطط التمثيل النقطي للمركب المتكوّن من هذين الأيونين.
- يكون تنافر الأزواج المنفردة للإلكترونات (غير المشاركة) فيما بينها أكبر من تنافر أزواج الإلكترونات المشاركة في روابط. ارسم التركيب الإلكتروني لكل من جزيء الميثان وجزيء الماء، ثم اقترح السبب في أن قيمة زاوية الروابط H—C—H في جزيء الميثان تساوي 109.5° تقريباً، بينما قيمة زاوية الروابط H—O—H في جزيء الماء تساوي 104.5° تقريباً، ثم ناقش أفكارك مع أحد زملائك.



الصورة ٣-١ تقع هذه القبة الجيوديسية في مدينة فانكوفر، في كندا. إذا تفحصت القبة بعناية، وتجاهلت الهيكل الداخلي للدعامات المعدنية، يمكنك رؤية أن بنية القبة مكونة من أشكال سداسية وخماسية.

ومن خلال النقاش توصل العلماء إلى نوع الترابط في (C_{60}) . فكل ذرة كربون مرتبة في شكل سداسي أو خماسي يمكن أن تكوّن ثلاث روابط تساهمية أحادية مع ذرات الكربون المجاورة لها. فإذا كانت الروابط جميعها روابط تساهمية أحادية، فالإلكترون الرابع لذرة الكربون يجب أن يكون غير متمركز. ما يعني أن تتضمن بنية ال (C_{60}) تناوباً للروابط التساهمية الأحادية والثنائية بين ذرات الكربون. وبمعنى آخر، أن كل ذرة كربون قد كوّنت رابطة تساهمية ثنائية واحدة وربطتين تساهميتين أحاديتين.

لقد تبين أن طول الرابطة بين ذرتي كربون في الأشكال السداسية يكون أقصر من طول الرابطة بين ذرتي كربون متجاورتين موجودتين في شكل خماسي وشكل سداسي. فاستنتج العلماء أن الروابط الأقصر هي روابط تساهمية ثنائية، وأن الروابط الأطول هي روابط تساهمية أحادية. وبالتالي فإن ذرات الكربون في (C_{60}) . مرتبطة في روابط تساهمية ثنائية وأحادية عبر تركيب يتكوّن من أشكال سداسية وخماسية.

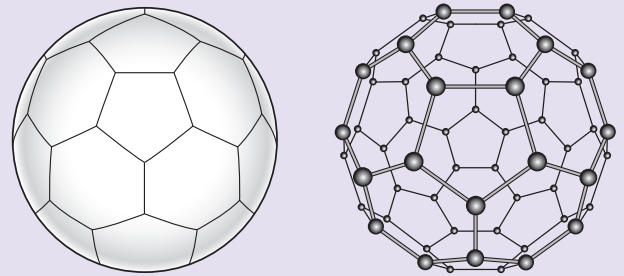
ولاحقاً، تم اكتشاف تراكيب كربونية مشابهة، أُطلق عليها الفوليرينات. ويجري العديد من العلماء، حالياً، أبحاثاً حول الاستخدامات الممكنة لهذه الفوليرينات، بما في ذلك المجال الطبي، حيث يسعى الأطباء إلى إيصال الدواء إلى الجزء من الجسم الذي يحتاج إليه، كما هي الحال في علاج السرطان.

بوكمينستر فوليرين The Buckminsterfullerene

عام 1986م، كان علماء من المملكة المتحدة والولايات المتحدة الأمريكية يستقصون طبيعة المادة الموجودة بين النجوم في الفضاء. إذ كانوا يحاولون إعادة إنشاء الظروف الموجودة في الفضاء باستخدام الليزر لتبخير ساق من الجرافيت في جوّ من الهيليوم لإنتاج جسيمات مشحونة من الكربون.

وكانت النتيجة بخلاف توقعاتهم، فقد بين تحليل المواد الناتجة وجود جزيئات كربونية تحمل الصيغة (C_{60}) . وحتى ذلك الحين، لم يكن معروفاً سوى شكلين أو متأصلين اثنين فقط من الكربون: الماس والجرافيت؛ أما اليوم، فقد أصبح لدينا شكل ثالث من الكربون.

وكانت المهمة في البداية هي اقتراح تركيب ل (C_{60}) . وقد اعتقد هؤلاء العلماء أن هذه المادة الجديدة قد تكون على هيئة حلقات سداسية من ذرات الكربون الملتفة بعضها على بعض على شكل كرة، لكن إجراء التجارب على نماذج جزيئية بين أنه ليس ممكناً باستخدام 60 ذرة كربون. إلا أن قبة جيوديسية التي صمّمها المهندس المعماري الأمريكي بوكمينستر فولر Buckminster Fuller أوحى بإمكانية تحقيق ذلك. فقد كانت الذرات في (C_{60}) مرتبة وفق نمط من الأشكال السداسية والخماسية. بحيث يشبه التركيب الناتج أقسام كرة القدم (الشكل ٣-١).



الشكل ٣-١ جزيء بوكمينستر فوليرين، (C_{60}) ، مشابه لشكل كرة القدم.

وقد أُطلق على (C_{60}) اسم بوكمينستر فوليرين نسبة إلى المهندس المعماري الذي ألهم تصميمه العلماء.

٣-١ أنواع الروابط الكيميائية

الرابطة الأيونية

تتكوّن المركبات والجزيئات نتيجة ارتباط الذرات فيما بينها بأنواع مختلفة من الروابط الكيميائية، ومن بينها الرابطة الأيونية. وتعرّف الرابطة الأيونية أنّها قوة الجذب الكهروستاتيكية بين أيونات موجبة (**كاتيونات Cations**) وأيونات سالبة (**أنيونات Anions**) في **شبكة Lattice** بلورية أيونية (الصورة ٣-٢).



الصورة ٣-٢ بلورات ملح الطعام
(كلوريد الصوديوم NaCl).

مهم

عندما تكوّن العناصر مركّبات، فإنها إمّا تكسب إلكترونات، أو تفقدها، أو تتشارك فيها، بهدف الوصول إلى التوزيع الإلكتروني المستقر لأقرب غاز نبيل.

عندما تتحد الفلزات مع اللافلزات، تنتقل الإلكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الخارجي لذرات الفلز إلى ذرات اللافلز بهدف الوصول إلى حالة الاستقرار وفقاً لقاعدة الثمانيات. فمثلاً في الجدول (٣-١)، تفقد كل ذرة بوتاسيوم إلكترونًا واحدًا من مستوى الطاقة الخارجي لينتقل إلى ذرة أكسجين وبذلك:

- يمتلك أيون البوتاسيوم التركيب الإلكتروني نفسه لتركيّب ذرة الأرجون (Ar) (مع شحنة أحادية موجبة)، $[2,8,8]^+$.
- ويمتلك أيون الأكسيد التركيب الإلكتروني نفسه لتركيّب ذرة النيون (Ne) (مع شحنة ثنائية سالبة)، $[2,8]^{2-}$.

العناصر المكوّنة للمركب	الأيونات الناتجة والمكوّنة للمركب	اسم المركب
	$2 \left[\begin{array}{c} \text{K}^+ \\ 2,8,8 \end{array} \right]^+ \left[\begin{array}{c} \text{O}^{2-} \\ 2,8 \end{array} \right]^{2-} = \text{K}_2\text{O}$	أكسيد البوتاسيوم

الجدول ٣-١ مخطط التمثيل النقطي لتكوين مركب أكسيد البوتاسيوم.

وتفقد الفلزات عادة إلكترونًا واحدًا أو أكثر وتكوّن أيونات موجبة (الكاتيونات). في حين تكسب اللافلزات عادة إلكترونًا واحدًا أو أكثر وتكوّن أيونات سالبة (الأنيونات). وتعتمد شحنة الأيون على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة. وينتج عن قوى الجذب الكهروستاتيكية بين الكاتيونات ذات الشحنة الموجبة والأيونات ذات الشحنة السالبة، **الرابطة الأيونية Ionic bond**.

مهم

تُستخدم **مخططات التمثيل النقطي Dot-and-cross diagram** لتوضيح الروابط الأيونية والتساهمية. فتستخدم النقاط (•) وعلامات (x) لتوضيح مصدر الإلكترونات. عند رسم مخططات التمثيل النقطي للمركبات الأيونية، فإننا نوضح فقط مستويات طاقة الإلكترونات الخارجية. وتُستخدم الأقواس المربعة لتوضيح أن شحنة الأيونات موزعة ومنتشرة بالتساوي في المركب بكامله. وتُكتب الشحنة في الزاوية العليا اليمنى للأقواس.

مصطلحات علمية

الكاتيون Cation: أيون يحمل شحنة موجبة.
الأنيون Anion: أيون يحمل شحنة سالبة.
الشبكة Lattice: ترتيب مكرّر بانتظام للذرات أو الجزيئات أو الأيونات في كامل البنية البلورية ثلاثية الأبعاد.
الرابطة الأيونية Ionic bonding: قوة الجذب الكهروستاتيكية بين أيونات ذات شحنات متعاكسة (كاتيونات وأنيونات).
مخطط التمثيل النقطي Dot-and-cross diagram: مخطط يُوضح ترتيب إلكترونات مستويات الطاقة الخارجية في عنصر أو مركب، أيوني أو تساهمي. حيث يتم تمثيل الإلكترونات على هيئة نقاط (•) أو علامات (x) لتوضيح مصدرها.

سؤال

- ارسم مخططات التمثيل النقطي للأيونات الموجودة في المركبات الأيونية الآتية (وضّح فقط مستويات طاقة الإلكترونات الخارجية):
 - فلوريد الكالسيوم (CaF_2)
 - بروميد الماغنيسيوم (MgBr_2)
 - نيتريد البوتاسيوم (K_3N)

الرابطة التساهمية

الرابطة التساهمية الأحادية

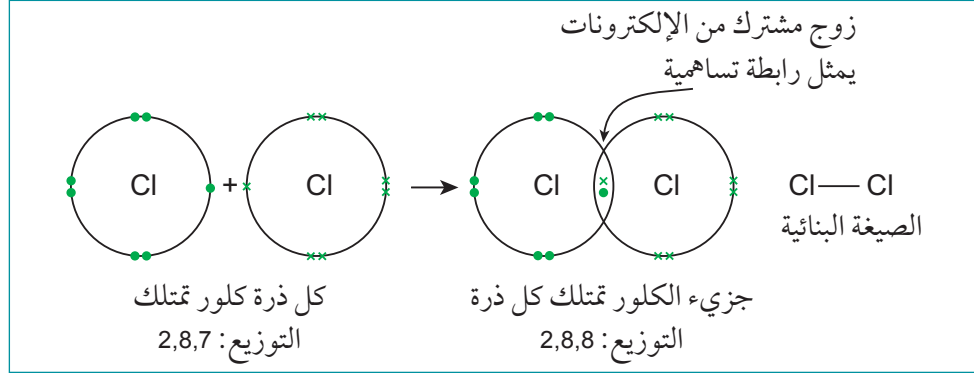
عندما تتحد ذرتان لافلزيّتان، فإنهما تتشاركان في زوج واحد أو أكثر من الإلكترونات. تسمّى قوى الجذب الكهروستاتيكية التي تنشأ بين النواتين اللتين تحملان شحنة موجبة من جهة، وزوج الإلكترونات المشترك الذي يحمل شحنة سالبة من جهة أخرى، **رابطة تساهمية أحادية Single covalent bond**.

الوحدة الثالثة: الترابط الكيميائي

فمثلاً عندما تتحد ذرتا كلور معاً، فإن كل ذرة كلور ستشارك بإلكترون واحد لتكوين رابطة تساهمية أحادية. في حين لا تُستخدم الإلكترونات جميعها في الترابط. وتسمى أزواج إلكترونات مستوى الطاقة الخارجي غير المستخدمة في الترابط **الأزواج المنفردة lone pairs** أو الأزواج غير المرتبطة (الشكل ٣-٢).



الصورة ٣-٣ غاز الكلور يتكوّن من جزيئات تساهمية بسيطة.



الشكل ٣-٢ مخطط التمثيل النقطي لتكوين الرابطة التساهمية الأحادية في جزيء الكلور.

تنتج الرابطة التساهمية الأحادية من تشارك ذرتين بزوج من الإلكترونات، بهدف وصول كل ذرة إلى حالة الاستقرار والتوزيع الإلكتروني لأقرب غاز نبيل. فأقرب غاز نبيل إلى ذرة الكلور هو الأرجون. ليصبح التوزيع الإلكتروني لكل ذرة في جزيء الكلور: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

عند رسم ترتيب الإلكترونات في جزيء:

- استخدم نقاط (•) لتمثيل إلكترونات إحدى الذرتين و«علامة ×» لتمثيل إلكترونات الذرة الأخرى.
- إذا كان هنالك أكثر من نوعين من الذرات، فاستخدم رموزاً إضافية لتمثيل الإلكترونات: دوائر صغيرة أو مثلثات صغيرة.
- ارسم الإلكترونات الخارجية على هيئة أزواج، لتوضيح عدد أزواج الروابط وعدد الأزواج المنفردة (غير المشاركة).

مهم

توضّح الصيغة البنائية جميع الذرات والروابط التي في المركّب. ولا يتعيّن عليك أن توضّح زوايا الروابط الصحيحة في هذه الصيغة.

مصطلحات علمية

الرابطة التساهمية الأحادية Single covalent bond: قوة الجذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين نوّاتي ذرتين وزوج مشترك من الإلكترونات.

أزواج منفردة من الإلكترونات lone pairs of electrons: أزواج من الإلكترونات موجودة في مستوى الطاقة الخارجي لذرة ما، لكنها لا تشارك في الترابط.


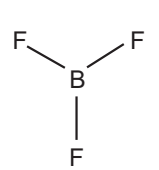
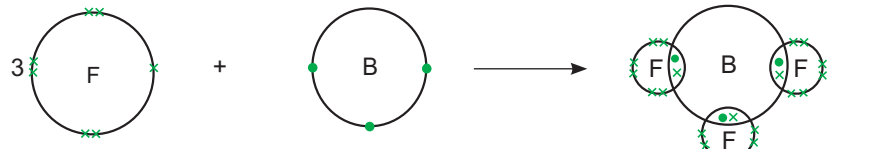
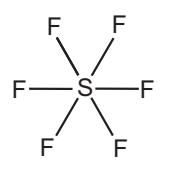
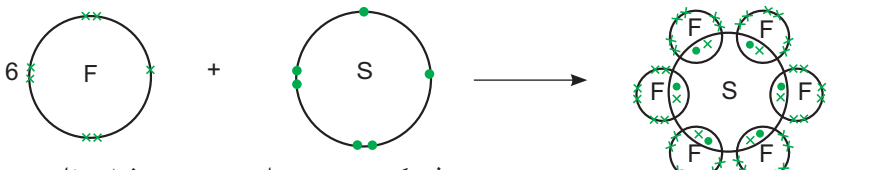
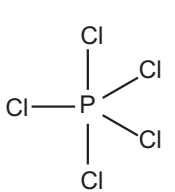
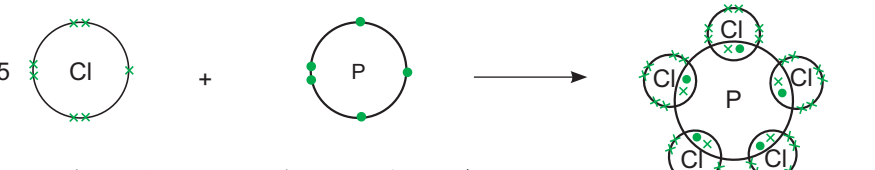
يوضّح الجدول (٢-٣) بعض الأمثلة على مخططات تمثيل نقطي لجزيئات بسيطة مترابطة تساهمياً.

مخططات التمثيل النقطي للجزيء وللذرات		الصيغة البنائية للجزيء
<p>4 (H) + (C) →</p> <p>أربع ذرات هيدروجين توزيع كل منها هو: (1)</p> <p>ذرة كربون توزيعها هو: (2,4)</p>	<p>جزيء الميثان CH₄</p>	<p>الميثان</p>
<p>2 (H) + (O) →</p> <p>ذرتا هيدروجين توزيع كل منهما هو: (1)</p> <p>ذرة أكسجين توزيعها هو: (2,6)</p>	<p>جزيء الماء H₂O</p>	<p>الماء</p>
<p>3 (H) + (N) →</p> <p>ثلاث ذرات هيدروجين توزيع كل منها هو: (1)</p> <p>ذرة نيتروجين توزيعها هو: (2,5)</p>	<p>جزيء الأمونيا NH₃</p>	<p>الأمونيا</p>
<p>(H) + (Cl) →</p> <p>ذرة هيدروجين توزيعها هو: (1)</p> <p>ذرة كلور توزيعها هو: (2,8,7)</p>	<p>جزيء كلوريد الهيدروجين HCl</p>	<p>كلوريد الهيدروجين</p>
<p>6 (H) + 2 (C) →</p> <p>ست ذرات هيدروجين توزيع كل منها هو: (1)</p> <p>ذرتا كربون توزيع كل منهما هو: (2,4)</p>	<p>جزيء الإيثان C₂H₆</p>	<p>الإيثان</p>

الجدول ٢-٣ مخططات التمثيل النقطي لبعض المركبات التساهمية التي توضح ملء مستويات الطاقة الخارجية عبر التشارك بالإلكترونات بين الذرات في الجزيء الواحد.

استثناءات لقاعدة الثمانية

يبين الجدول (٣-٣) بعض الجزيئات التي لا تمتلك فيها الذرة المركزية التوزيع الإلكتروني للغاز النبيل، (ثمانية إلكترونات).

الصيغة البنائية للجزيء	مخططات التمثيل النقطي للجزيء وللذرات
الهيدروجين H—H	 <p>ذرتا هيدروجين توزيع كل ذرة هو: (1)</p> <p>جزيء الهيدروجين H₂ توزيع كل ذرة الآن هو: (2)</p>
ثلاثي فلوريد البورون 	 <p>ذرة بورون توزيعها هو: (2,3)</p> <p>ثلاث ذرات فلور توزيع كل منها هو: (2,7)</p> <p>جزيء ثلاثي فلوريد البورون BF₃</p>
سداسي فلوريد الكبريت 	 <p>ذرة كبريت توزيعها هو: (2,8,6)</p> <p>ست ذرات فلور توزيع كل منها هو: (2,7)</p> <p>جزيء سداسي فلوريد البورون SF₆</p>
خماسي كلوريد الفوسفور 	 <p>ذرة فوسفور توزيعها هو: (2,8,5)</p> <p>خمس ذرات كلور توزيع كل منها هو: (2,8,7)</p> <p>جزيء خماسي كلوريد الفوسفور PCl₅</p>

الجدول ٣-٣ مخططات التمثيل النقطي التي توضح استثناءات لقاعدة الثمانية في بعض المركبات التساهمية.

- لا تمتلك جزيئات الهيدروجين ثمانية إلكترونات، ولكن كل ذرة تتشارك في إلكترونين مع ذرة أخرى ويكون لها توزيع إلكتروني مماثل لذرات الغاز النبيل الهيليوم.
- يمتلك ثلاثي فلوريد البورون (BF₃)، ستة إلكترونات فقط حول ذرة البورون المركزية. لذا نقول إن لدى ذرة البورون نقصاً في الإلكترونات.

تمتلك بعض العناصر الموجودة في المجموعات 15 (V)، و 16 (VI)، و 17 (VII) أكثر من 8 إلكترونات في مستويات طاقتها الخارجية، عندما تكوّن مركّبات. واستناداً إلى إحدى النظريات فإن هذه العناصر تستخدم أفلاك p أو أفلاك d الشاغرة الموجودة في مستوى الطاقة الرئيسي الثالث لاستيعاب الإلكترونات الزائدة، وهذا ما يسمى بالتهجين والذي ستدرسه في الدروس القادمة. ومن الأمثلة على ذلك:

- سداسي فلوريد الكبريت (SF_6) الذي يمتلك اثني عشر إلكترونًا حول ذرّة الكبريت المركزية. لذا نقول إن ذرّة الكبريت تجاوزت قاعدة الثمانيات.
- خماسي كلوريد الفوسفور (PCl_5) الذي يمتلك عشرة إلكترونات حول ذرّة الفوسفور المركزية. أي إن ذرّة الفوسفور أيضًا قد تجاوزت قاعدة الثمانيات.

سؤال

٢ ارسم مخططات التمثيل النقطي للجزيئات الآتية المترابطة تساهمياً. (وضّح فقط مستويات طاقة الإلكترونات الخارجية). لاحظ أنه في الجزيئة د يكون لدى ذرّة البريليوم نقص في الإلكترونات، وفي الجزيئة ه تتجاوز ذرّة الأنتيمون قاعدة الثمانيات.

أ. رباعي كلوروميثان (CCl_4)

ب. ثلاثي كلوريد الفوسفور (PCl_3)

ج. البروم (Br_2)

د. كلوريد البريليوم ($BeCl_2$)

هـ. خماسي فلوريد الأنتيمون (SbF_5)

الرابطة التساهمية الثنائية

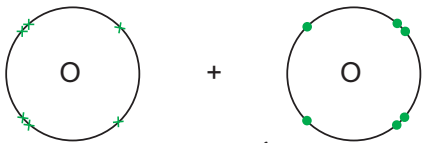
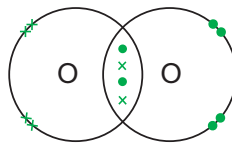
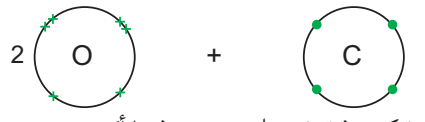
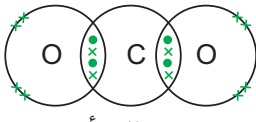

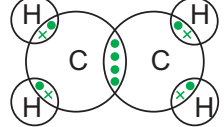

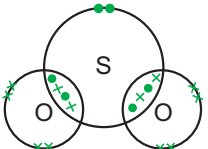
يمكن لبعض الذرّات أن ترتبط معاً من خلال التشارك في زوجين من الإلكترونات؛ وعندها تُسمى رابطة تساهمية ثنائية. ويتم تمثيل **الرابطة التساهمية الثنائية** **Double covalent bond** بخطّين بين الذرّتين، على سبيل المثال الجزيء $O=O$. يوضح الجدول (٣-٤)، مخططات التمثيل النقطي لجزيئات الأكسجين، وثاني أكسيد الكربون، والإيثين، وثنائي أكسيد الكبريت التي تتضمّن جميعها روابط تساهمية ثنائية.

مصطلحات علمية

الرابطة التساهمية الثنائية

Double covalent bond: قوة الجذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين نواتي ذرّتين وزوجين مشتركين من الإلكترونات.

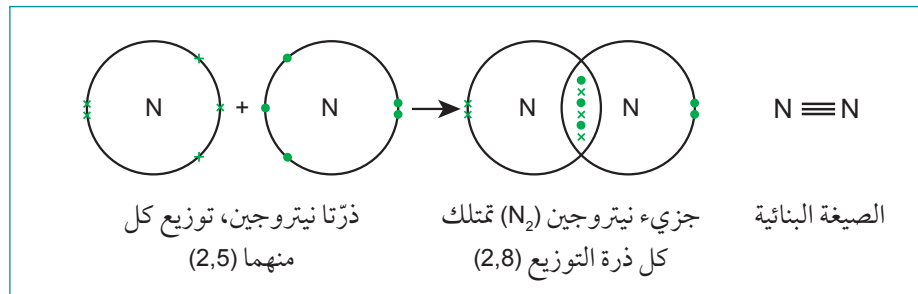
وكذلك هو الحال في ثنائي أكسيد الكبريت (SO_2) حيث يكوّن الكبريت رابطة ثنائية مع كل ذرّة أكسجين. ويبقى زوج من الإلكترونات غير المرتبطة (زوج منفرد) على ذرّة الكبريت. لذا يوجد عشرة إلكترونات حول ذرّة الكبريت المركزية. أي إن ذرّة الكبريت قد تجاوزت «قاعدة الثمانيات».

مخططات التمثيل النقطي للجزيء وللذرات		الصيغة البنائية للجزيء
 <p>ذرتا أكسجين توزيع كل منهما هو (2,6)</p>	 <p>جزيء أكسجين O₂</p>	الأكسجين O=O
 <p>ذرتا أكسجين توزيع كل منهما هو: (2,6) ذرة كربون توزيعها هو: (2,4)</p>	 <p>جزيء ثاني أكسيد الكربون CO₂</p>	ثاني أكسيد الكربون O=C=O
 <p>أربع ذرات هيدروجين توزيع كل منها هو: (1) ذرتا كربون توزيع كل منهما هو: (2,4)</p>	 <p>جزيء إيثين C₂H₄</p>	الإيثين H ₂ C=C ₂ H ₂
 <p>ذرتا أكسجين توزيع كل منهما هو: (2,6) ذرة كبريت توزيعها هو: (2,8,6)</p>	 <p>جزيء ثنائي أكسيد الكبريت SO₂</p>	ثنائي أكسيد الكبريت O=S=O

الجدول ٣-٤ مخططات التمثيل النقطي لجزيئات تمتلك روابط تساهمية ثنائية.

الرابطة التساهمية الثلاثية

ويمكن أيضاً أن ترتبط بعض الذرات معاً من خلال التشارك في ثلاثة أزواج من الإلكترونات، فنطلق عليها الاسم: **رابطة تساهمية ثلاثية Triple covalent bond**. يوضح الشكل (٣-٣) مخطط التمثيل النقطي لجزيء النيتروجين الذي ترتبط فيه ذرتا النيتروجين معاً برابطة تساهمية ثلاثية.



الشكل ٣-٣ مخطط التمثيل النقطي لجزيء النيتروجين (N₂).

مصطلحات علمية

الرابطة التساهمية الثلاثية

Triple covalent bond: قوة

الجذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين نوأتي ذرتين وثلاثة أزواج مشتركة من الإلكترونات.

سؤال

- ٣) ارسم مخططات التمثيل النقطي للجزيئات الآتية المرتبطة تساهمياً (وضّح فقط مستويات طاقة الإلكترونات الخارجية).
- أ. كلوريد الكربونيل ($O=CCl_2$).
- ب. ثنائي كبريتيد الكربون (CS_2).

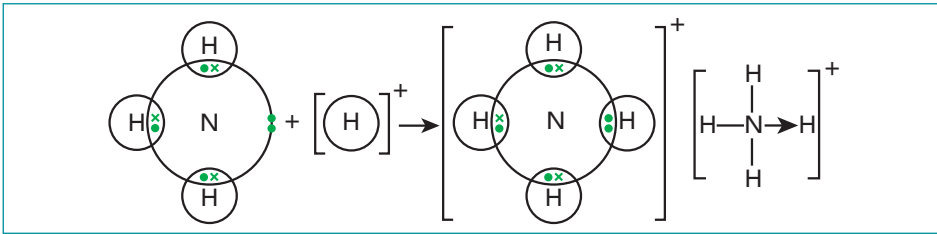
الرابطة التساهمية التناسقية

الرابطة التناسقية Co-ordinate bond هي نوع خاص من الروابط التساهمية تحدث بين ذرتين حيث تقوم إحدهما بمنح زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة لذرة أو أيون يمتلك فلماً فارغاً (أو أكثر). وتختلف هذه الرابطة عن الرابطة التساهمية العادية بأن زوج إلكترونات الرابطة يأتي من إحدى الذرتين.

تحتاج الرابطة التساهمية التناسقية إلى:

- ذرة واحدة تمتلك زوجاً منفرداً (أو أكثر) من الإلكترونات وتسمى بالذرة المانحة.
 - ذرة أخرى تمتلك فلماً ذرياً شاغراً (أو أكثر) لاستقبال الزوج المنفرد من الذرة المانحة وتسمى بالذرة المستقبلة.
- ونصف هذا النوع من الذرات بأن لديه نقص في الإلكترونات Electron deficient.

وكمثال على تكوّن الرابطة التناسقية، أيون الأمونيوم (NH_4^+) الذي ينتج من التفاعل بين الأمونيا (NH_3) وأيون الهيدروجين (H^+). فأيون الهيدروجين لديه نقص في الإلكترونات. فهو يحتوي على فلك فارغ في مستوى الطاقة الخارجي يتسع لإلكترونين. بينما تمتلك ذرة النيتروجين في الأمونيا زوجاً منفرداً من الإلكترونات، يمكنه ملء الفلك الفارغ في أيون الهيدروجين وتكوين رابطة تناسقية (الشكل ٣-٤).



الشكل ٣-٤ تكوّن الرابطة التناسقية في أيون الأمونيوم (NH_4^+).

وتمثل الرابطة التناسقية في الصيغة البنائية بسهم متجه رأسه نحو الفلك الشاغر، ومبتعداً عن زوج الإلكترونات المنفرد الذي يكون الرابطة.

ومثال آخر لجزيء يمتلك روابط تناسقية هو كلوريد الألومنيوم (Al_2Cl_6). فعند درجات الحرارة المرتفعة يكون كلوريد الألومنيوم على هيئة جزيء صيغته ($AlCl_3$)، وهذا الجزيء لديه نقص في الإلكترونات. فهو ما زال في حاجة إلى إلكترونين ليكتمل مستوى الطاقة الخارجي لذرة الألومنيوم (بثمانية إلكترونات).

ولكن عند درجات الحرارة المنخفضة يندمج جزيئان من ($AlCl_3$) لتكوين جزيء صيغته (Al_2Cl_6). فجزيئاً ($AlCl_3$) قادران على الاندماج معاً لأن زوجين من الأزواج المنفردة الموجودة على اثنتين من ذرات الكلور تكوّنان رابطتين تناسقيتين مع ذرتي الألومنيوم، كما هو موضح في الشكل (٣-٦).

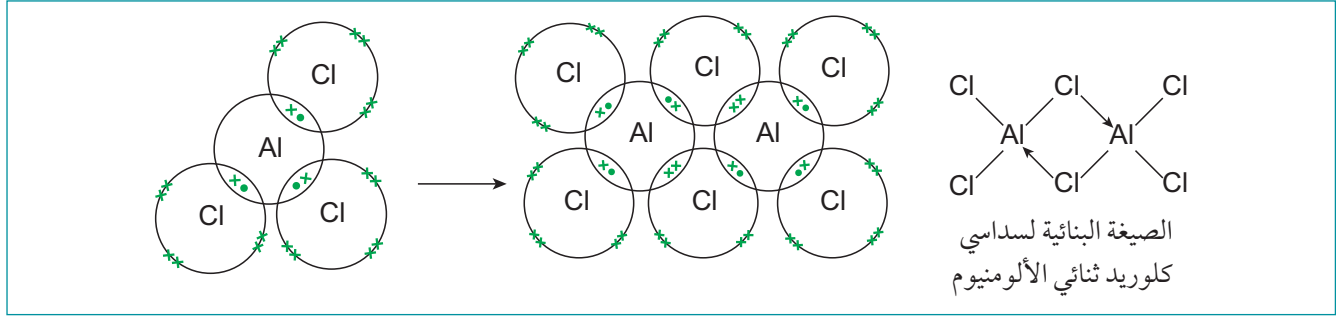
مصطلحات علمية

الرابطة التناسقية

Co-ordinate bond: هي نوع خاص من الروابط التساهمية تحدث بين ذرتين حيث تقوم إحدهما بمنح زوج (أو أكثر) من الإلكترونات الحرة لذرة أو أيون يمتلك فلماً فارغاً (أو أكثر).

مهم

نقص في الإلكترونات عندما يمتلك جسيم (ذرة أو جزيء أو أيون) فلماً ذرياً شاغراً أو أكثر.



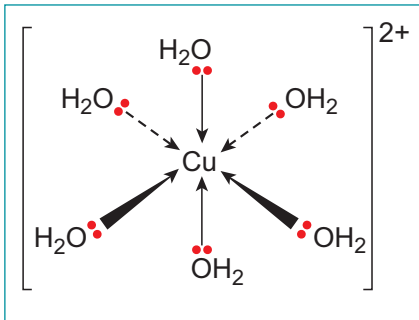
الشكل ٦-٣ مخطط التمثيل النقطي لجزيء كلوريد الألومنيوم (Al_2Cl_6).

المعقدات الفلزية

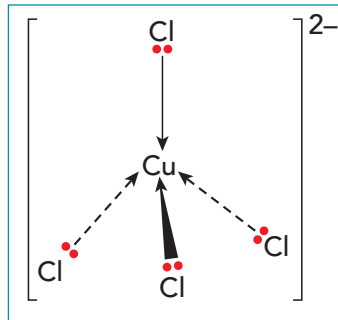
تمتلك المعقدات الفلزية (Metal complexes) روابط تناسقية. يتكوّن المعقد الفلزي من أيون فلزي مركزي تحيط به جزيئات أو أيونات أخرى، تكون مرتبطة في أيون الفلز بروابط تناسقية. من الأمثلة على ذلك: $[CuCl_4]^{2-}$ ، و $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$.

في $[CuCl_4]^{2-}$ تتكوّن أربعة أيونات كلوريد (Cl^-) روابط تناسقية مع أيون النحاس المركزي، (Cu^{2+}). بحيث يتشارك زوج منفرد واحد من كل أيون كلوريد مع أيون (Cu^{2+}) الذي لديه نقص في الإلكترونات. وتبلغ الشحنة الإجمالية التي يحملها المعقد -2، وهي تنتج عن وجود شحنتين موجبتين على أيون النحاس، وأربع شحنات سالبة على أيونات الكلوريد الأربعة. يُوضّح الشكل (٦-٣) الترابط في المعقد $[CuCl_4]^{2-}$.

أمّا في $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ، فتكوّن ستة جزيئات ماء روابط تناسقية مع أيون النحاس المركزي. تمتلك كل ذرة أكسجين في جزيء الماء زوجين منفردين، يتشارك أحدهما مع أيون النحاس الذي لديه نقص في الإلكترونات. وتبلغ الشحنة الإجمالية التي يحملها المعقد +2، لأن النحاس يمتلك شحنة مقدارها +2، أما جزيئات الماء فتبقى متعادلة على الرغم من أن لديها الآن زوجاً من الإلكترونات المشتركة مع أيون النحاس. يُوضّح الشكل (٧-٣) الترابط في المعقد $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$.



الشكل ٧-٣ الترابط في $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$



الشكل ٦-٣ الترابط في $[CuCl_4]^{2-}$

مهم

تركيب المعقد في الشكلين (٧-٣) و(٨-٣). تمثل الأسهم ذات الخطوط المتصلة الروابط الموجودة في مستوى الورقة، وتمثل الأسهم ذات الخطوط المتقطعة الروابط التي تقع خلف مستوى الورقة، أمّا الأسهم ذات الحواف فتمثل الروابط التي تقع أمام مستوى الورقة.

سؤال

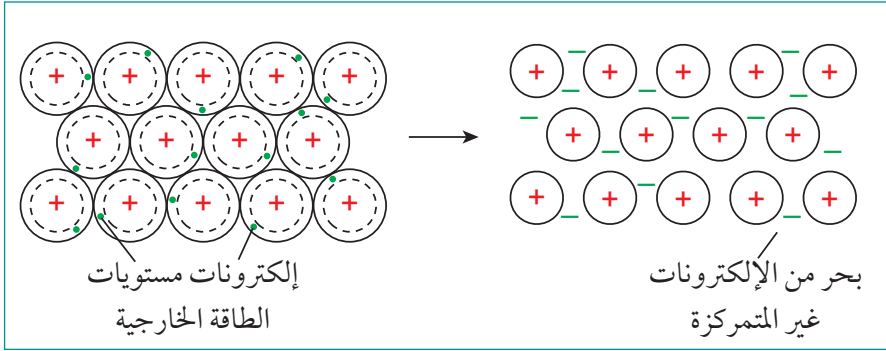
٤. أ. ارسم مخططات التمثيل النقطي لتوضيح تكوّن رابطة تناسقية بين كل ممّا يلي:
١. ثلاثي فلوريد البورون (BF_3)، والأمونيا (NH_3)، لتكوين المركب (F_3BNH_3).
 ٢. الفوسفين (PH_3)، وأيون الهيدروجين (H^+)، لتكوين الأيون (PH_4^+).
- ب. ارسم الصيغ البنائية للمواد الناتجة التي تكوّنت في الجزئية أ، وضّح الرابطة التناسقية في كلا المركبين باستخدام الأسهم.

الرابطة الفلزية

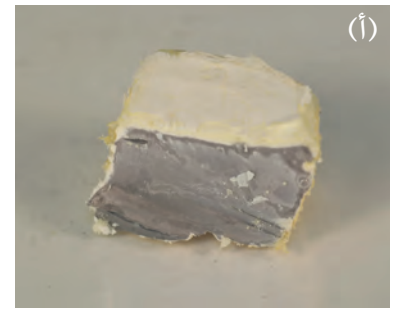
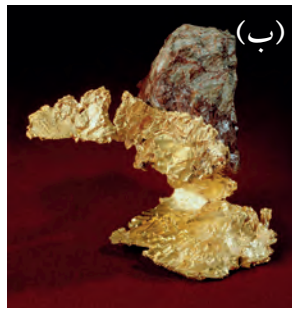
تكون الذرات، في أي فلز، مترابطة بشكل متقارب وفي ترتيب منتظم يسمّى شبكة. تميل ذرات الفلز الموجودة في الشبكة إلى فقدان إلكترونات مستوى طاقتها الخارجي لتصبح أيونات موجبة. وهكذا ستشغل إلكترونات مستويات الطاقة الخارجية مستويات طاقة جديدة بحيث تكون حرة الحركة عبر كامل الشبكة الفلزية. ونسمّي هذه الإلكترونات **إلكترونات غير متمركزة Delocalized electrons** (إلكترونات حرة الحركة) وهي إلكترونات غير مرتبطة بأيّة ذرة أو رابطة محددة.

تكون **الرابطة الفلزية Metallic bonding** قوية، لأن الأيونات تكون متماسكة معاً عبر قوى جذب كهروستاتيكية بين شحناتها الموجبة وشحنة الإلكترونات غير المتمركزة (الشكل ٣-٨، و الصورة ٣-٤). وتعمل قوة الجذب الكهروستاتيكية هذه في جميع الاتجاهات. وتزداد شدة الترابط الفلزي مع:

- ازدياد شحنة الأيونات الموجبة في الشبكة الفلزية.
- نقصان حجم الأيونات الفلزية في الشبكة.
- ازدياد عدد الإلكترونات غير المتمركزة لكل ذرة.



الشكل ٣-٨ الرابطة الفلزية.



الصورة ٣-٤ فلزات: (أ) الصوديوم، (ب) الذهب، (ج) الزئبق، (د) الماغنيسيوم، (هـ) النحاس.

مصطلحات علمية

الإلكترونات غير المتمركزة

Delocalized electrons

الإلكترونات التي لا تكون مرتبطة بأيّة ذرة أو رابطة محددة.

الرابطة الفلزية

Metallic bonding: قوة جذب

كهروستاتيكية بين أيونات الفلز الموجبة وإلكتروناته غير المتمركزة.

مهم

في الفلزات، تتحرك الإلكترونات غير المتمركزة عبر كامل التركيب الفلزي بين أيونات الفلز عند تطبيق جهد كهربائي. أما في جزيء البنزين، فتمتلك الإلكترونات غير المتمركزة حركة محدودة جداً وتبقى ضمن حدود حلقة البنزين.

٢-٣ أشكال الجزيئات

نظرية تنافر أزواج الإلكترونات في مستويات طاقة التكافؤ (VSEPR)

تتنافر الإلكترونات عندما يقترب بعضها من بعض؛ فهي جميعها تمتلك الشحنة السالبة نفسها. لذا، فإن زوج إلكترونات موجود في الروابط حول الذرة المركزية في جزيء ما سوف يتنافر مع أزواج إلكترونات أخرى. وسيؤدي هذا التنافر إلى إجبار أزواج الإلكترونات على التباعد بعضها عن بعض ليصل إلى أقل حد من التنافر.

ويعرف هذا باسم نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ (Valence Shell Electron Pair Repulsion) وهي تختصر بـ (VSEPR) وتعتمد هذه النظرية على ما يلي:

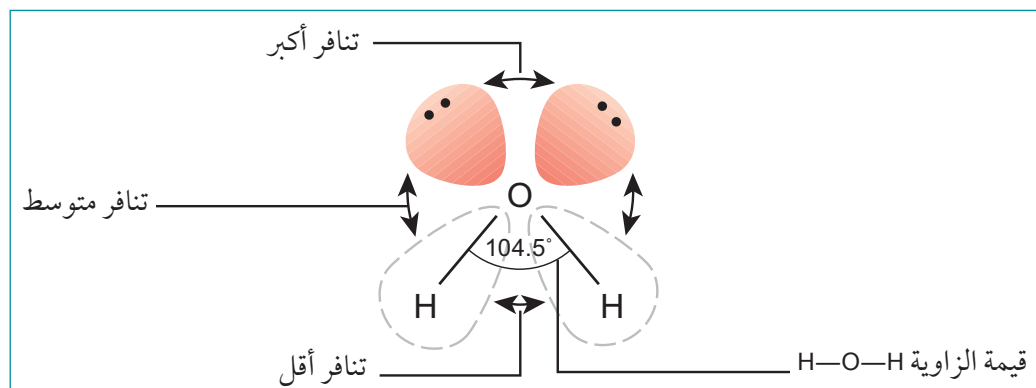
- إلكترونات التكافؤ هي الإلكترونات الموجودة في الفلك الخارجي الرئيسي.
- تتنافر أزواج الإلكترونات بعضها عن بعض لأنها تمتلك الشحنة نفسها.
- تتنافر أزواج الإلكترونات المنفردة بعضها عن بعض بشكل أكبر من تنافر أزواج الإلكترونات المشتركة (المشاركة أو المرتبطة).
- يتم التعامل مع التنافر بين الرابطة المتعددة والرابطة الأحادية بالطريقة نفسها التي يتم التعامل بها مع التنافر بين الروابط الأحادية. أمّا التنافر بين أزواج الروابط الثنائية فيكون أكبر.
- يتم استنتاج شكل الجزيء باستخدام هذه النظرية، بحيث إن الشكل الأكثر استقراراً هو الشكل الذي يقلل من قوى التنافر.

ويعتمد شكل الجزيء المرتبط تساهمياً وزواياه على ما يلي:

- عدد أزواج الإلكترونات حول كل ذرة.
 - وجود أزواج إلكترونات منفردة أو مشتركة.
- تمتلك أزواج الإلكترونات المنفردة سحابة ذات شحنة إلكترونية أكثر تركيزاً من أزواج الإلكترونات المرتبطة. فتكون شحنات سحابة الأزواج المنفردة أوسع وأقرب قليلاً إلى نواة الذرة المركزية. ينتج عن هذا قوى متنوعة من التنافر بين الأنواع المختلفة من أزواج الإلكترونات. ويكون ترتيب التنافر على النحو الآتي:

زوج منفرد-زوج منفرد (الأكثر تنافراً) < زوج منفرد-زوج مشترك < زوج مشترك-زوج مشترك (الأقل تنافراً).

يوضح الشكل (٩-٣) أنواع التنافر المختلفة بين الأزواج المنفردة (اللون الوردي) والأزواج المشتركة (اللون الأبيض) الموجودة في جزيء ماء. وهذا الشكل الفراغي لجزيء الماء يضمن أقل تنافر بين أزواج الإلكترونات ويكون بالتالي أكثر استقراراً.

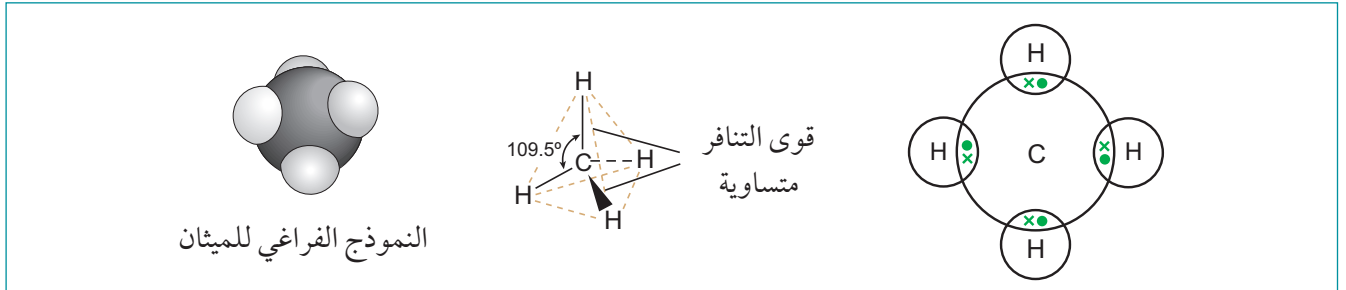


الشكل ٩-٣ يوضح الشكل الفراغي لجزيء الماء وأنواع التنافر بين أزواج الإلكترونات.

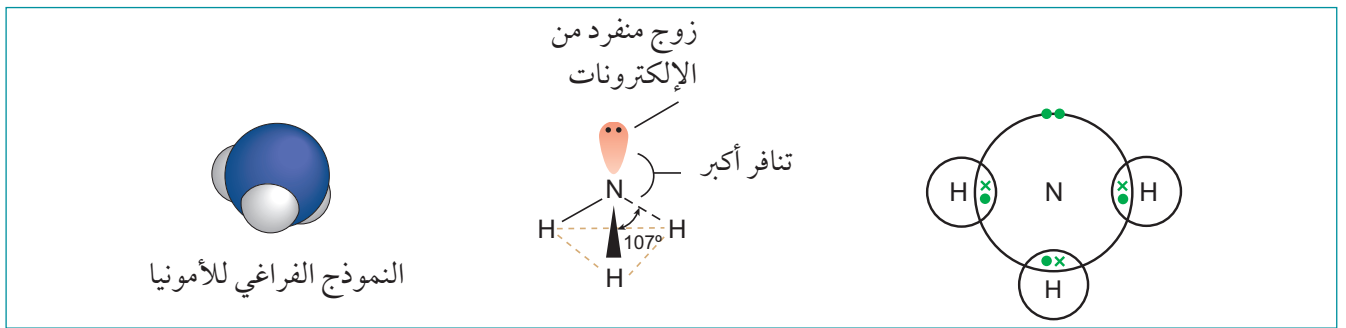
الأشكال الهندسية للجزيئات (باستخدام نظرية تنافر أزواج الإلكترونات)

تحدّد درجة الاختلاف في تنافر أزواج الإلكترونات شكل الجزيء وزوايا الروابط الموجودة فيه. تتم في ما يلي مقارنة الأشكال الهندسية للميثان والأمونيا والماء وزوايا الروابط الموجودة فيها. حيث يمتلك كل من هذه الجزيئات أربعة أزواج من الإلكترونات تحيط بالذرة المركزية. ولاحظ أنه عند رسم مخططات ثلاثية الأبعاد، يمثّل الخط ذو الحواف الرابطة التي تتجه نحوك، ويمثّل الخط الأسود المتقطع الرابطة التي تبتعد عنك.

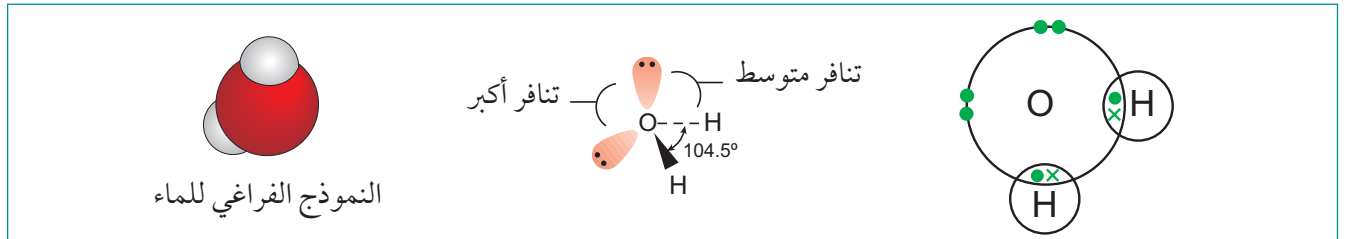
- يمتلك جزيء الميثان (CH_4) أربعة أزواج مشتركة من الإلكترونات تحيط بذرة الكربون المركزية. وينتج عن قوى التنافر المتساوية بين أزواج الإلكترونات المشتركة تركيب منتظم يمتلك زوايا روابط $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ تساوي 109.5° . ونسمّي هذا الشكل رباعي الأوجه tetrahedral.



- يمتلك جزيء الأمونيا (NH_3) ثلاثة أزواج مشتركة وزوجاً منفرداً واحداً من الإلكترونات حول الذرة المركزية. وبما أن تنافر الزوج المشترك مع الزوج المنفرد يكون أكبر من تنافر زوج مشترك-زوج مشترك، ينتج عن ذلك دفع أزواج الإلكترونات المشتركة لتصبح أقرب بعضها إلى بعض. وهذا يعطي جزيء الأمونيا شكلاً هرمياً، مع زاوية $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ تساوي 107° . ونسمّي هذا الشكل هرمياً ثلاثياً pyramidal.



- يمتلك جزيء الماء (H_2O) زوجين مشتركين وزوجين منفردين من الإلكترونات. ويكون التنافر الأقوى بين الزوجين المنفردين. فينتج من ذلك دفع أزواج الإلكترونات المشتركة لتصبح أقرب بعضها إلى بعض بشكل أكبر. وهذا يعطي جزيء الماء شكلاً منحنياً (شكل V) وغير خطي nonlinear shape، مع زاوية $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ تساوي 104.5° .



- بالنسبة إلى شكل الجزيء في كل من الماء والأمونيا، يكون ترتيب أزواج الإلكترونات حول الذرة المركزية رباعي الأوجه منحرفاً.

سؤال

- ٥ أ. إستنادا إلى نظرية VSEPR تنبأ بأشكال الجزيئات الآتية، والتي رسمتها في السؤال ٢
١. رباعي كلوروميثان (CCl_4)
 ٢. ثنائي كلوريد البريليوم ($BeCl_2$)
 ٣. ثلاثي كلوريد الفوسفور (PCl_3)
- ب. ارسم مخططات التمثيل النقطي للجزيئات الآتية، ثم تنبأ بأشكالها:
١. كبريتيد الهيدروجين (H_2S)
 ٢. الفوسفين (PH_3)

مثال

١. تنبأ بالشكل الهندسي وزوايا الروابط في جزيء ستيبين (SbH_3) ، اشرح كيف توصلت إلى استنتاجاتك.

الحل:

الخطوة ١: استخدم الجدول الدوري لإيجاد المجموعات التي تنتمي إليها الذرات.

ينتمي الأنثيمون (Sb) إلى المجموعة (V)، والهيدروجين (H) إلى المجموعة (I).

الخطوة ٢: استنتج عدد الإلكترونات الموجودة في مستوى الكم الرئيسي الخارجي.

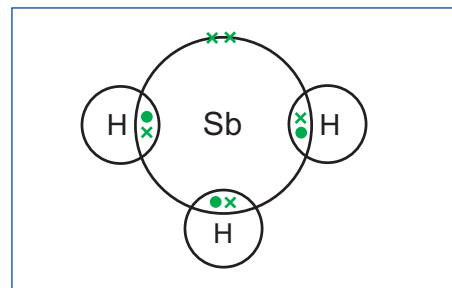
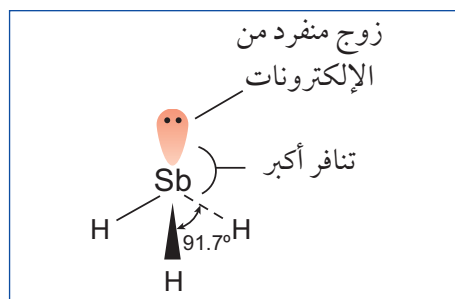
$$(H = 1), (Sb = 5)$$

الخطوة ٣: ارسم مخطط التمثيل النقطي للجزيء. في هذه الحال، يجب عليك أن تلاحظ التشابه مع تركيب الأمونيا. لذا، سيكون هنالك 3 أزواج مشتركة وزوج واحد منفرد من الإلكترونات.

الخطوة ٤: استخدم نظرية VSEPR لإيجاد القيم التقريبية لزوايا الروابط. يكون التنافر بين زوج منفرد وزوج مشترك أكبر من التنافر بين زوجين مشتركين. لذا، بالنسبة إلى الأزواج الأربعة من الإلكترونات، تنخفض قيمة زاوية الروابط H-Sb-H لتكون أقل من 109.5° (قيمة زاوية روابط رباعي الأوجه). أي إن زاوية قيمتها أقل من 107° تكون مناسبة تقريبا. فهي أقل من قيمة زاوية الروابط في جزيء الأمونيا؛ القيمة الفعلية لزاوية (H-Sb-H) تساوي 91.7° . وهذه القيمة المنخفضة مرتبطة بالحجم الكبير لذرة (Sb).

الخطوة ٥: استنتج الشكل.

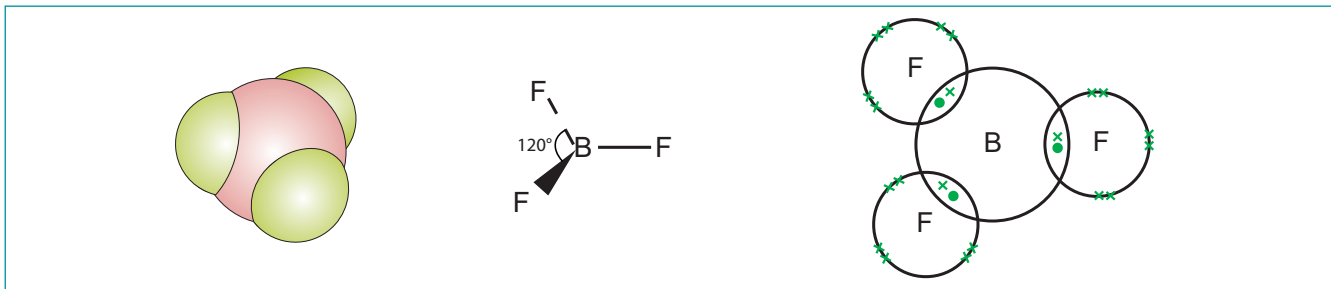
لاحظ التشابه مع الشكل الهرمي للأمونيا.



ويمكننا أن نستنبط أشكال جزيئات أخرى باستخدام نظرية تنافر أزواج إلكترونات التكافؤ. ومن الأمثلة على ذلك:

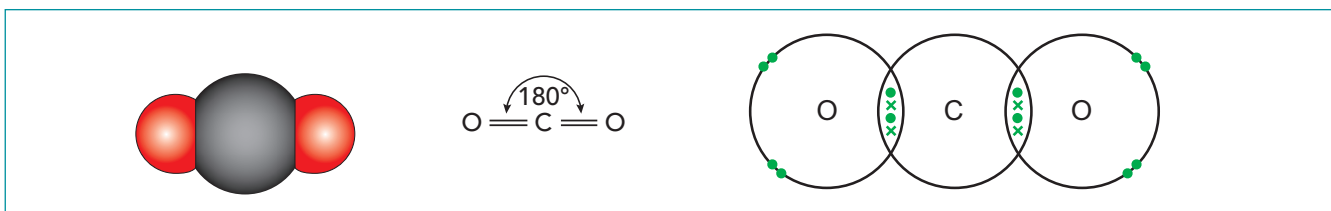
ثلاثي فلوريد البورون (BF_3)

يُعدّ ثلاثي فلوريد البورون جزيئاً لديه نقص في الإلكترونات. حيث يمتلك البورون (الذرة المركزية) ستة إلكترونات في مستوى طاقته الخارجي، حيث تتنافر أزواج الإلكترونات الثلاثة المشتركة فيما بينها بشكل متساوٍ، لذا تساوي زاوية الروابط $F-B-F$ 120° . ونصّف شكل الجزيء بأنه مثلث مستو (**مسطح**) **trigonal planar**.



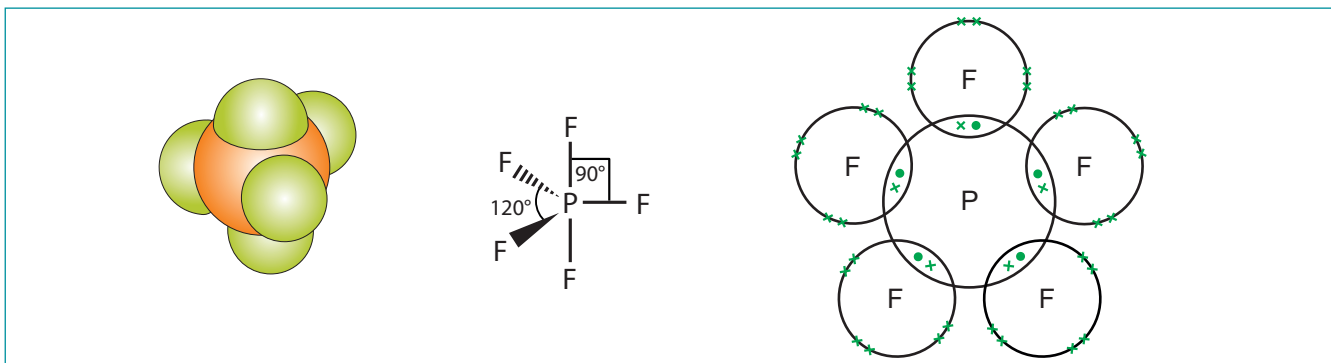
ثاني أكسيد الكربون (CO_2)

يمتلك ثاني أكسيد الكربون رابطتين ثنائيّين كربون-أكسجين، ولا تمتلك الذرة المركزية (C) أيّة أزواج منفردة؛ والأزواج المنفردة الموجودة على ذرتي الأكسجين لا تؤثر على الشكل الهندسي لهذا الجزيء. تتنافر الإلكترونات الأربعة الموجودة في كل رابطة ثنائية مع إلكترونات الرابطة الأخرى بطريقة مشابهة لتنافر إلكترونات الروابط الأحادية. لذا، تساوي زاوية الروابط $O=C=O$ 180° ، ونصّف شكل جزيء ثاني أكسيد الكربون بأنه خطّي **Linear**.



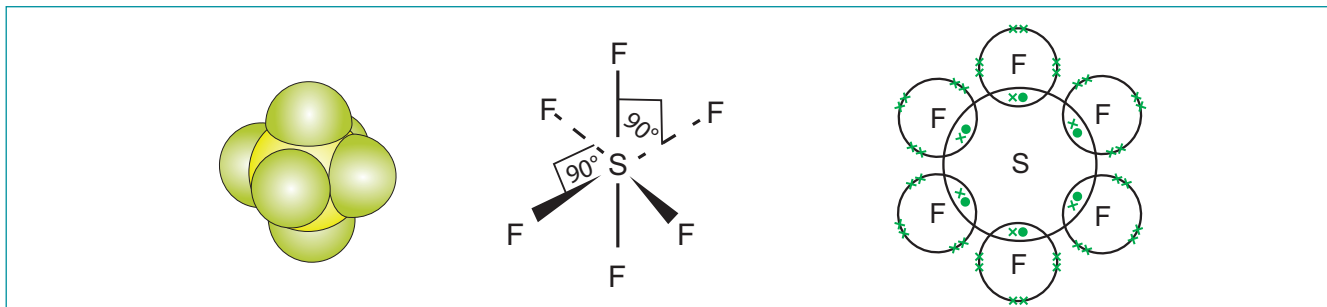
خماسي فلوريد الفوسفور (PF_5)

يمتلك خماسي فلوريد الفوسفور خمسة أزواج مشتركة من الإلكترونات، ولا تمتلك الذرة المركزية (الفوسفور P) أي زوج منفرد. ويُنتج التنافر بين أزواج الإلكترونات تركيباً هو الأكثر استقراراً، ويتكوّن من هرمين ثلاثيّين متقابلين يشتركان في قاعدة مستوية ثلاثية الزوايا. ونسمّي هذا التركيب هرمًا ثلاثياً مزدوجًا **trigonal bipyramidal**. حيث تقع ثلاث ذرات فلور في المستوى نفسه الذي توجد فيه ذرة الفوسفور. ويكون قياس الزاوية $F-P-F$ ضمن هذا المستوى 120° . وتقع ذرتا الفلور الأخريان فوق هذا المستوى وتحتّه، وتكوّن كل منهما معه زاوية تساوي 90° .



سداسي فلوريد الكبريت (SF_6)

يمتلك سداسي فلوريد الكبريت ستة أزواج من الإلكترونات المشتركة حول الذرة المركزية (الكبريت S) ولا يمتلك أي زوج منفرد. ويُنتج التنافر المتساوي بين أزواج الإلكترونات. وتساوي زوايا الروابط F—S—F جميعها 90° ، ونُصِف هذا الشكل بأنه ثماني الأوجه octahedral.



أسئلة

٩ في ثلاثي الميثيل أمين، $(CH_3)_3N$: ترتبط ثلاث مجموعات (CH_3) بذرة النيتروجين بروابط C—N. يكون تنافر مجموعات (CH_3) أكبر قليلاً من تنافر ذرات H في الأمونيا.

أي من القيم الآتية لزوايا الروابط C—N—C في ثلاثي الميثيل أمين هي الصحيحة؟

- أ. 90° ج. 109.5°
ب. 107° د. 120°

٦ أ. ارسم مخطط التمثيل النقطي لجزيء سداسي فلوريد السيلينيوم، (SeF_6) . علماً بأن ذرة السيلينيوم الواحدة تمتلك ستة إلكترونات في مستوى طاقتها الخارجي.

ب. تنبأ بشكل جزيء سداسي فلوريد السيلينيوم.

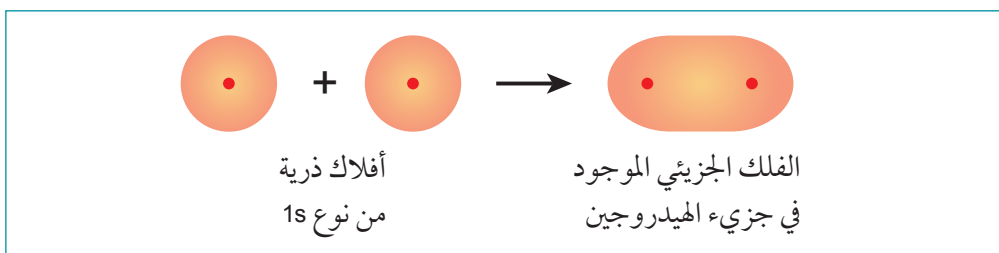
٧ ارسم شكل جزيء خماسي كلوريد الفوسفور.

٨ تنبأ بشكل المعقدين $[CuCl_4]^{2-}$ ، و $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$.

٣-٣ تهجين الأفلاك الذرية

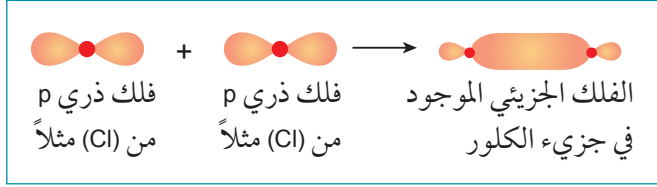
روابط سيجمما (σ) وروابط باي (π)

تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية عندما تندمج ذرتان لافلزيتان معاً. حيث تمتلك كل ذرة مندمجة فلكاً ذرياً يحتوي على إلكترون واحد غير مرتبط. وعند تكوّن الرابطة التساهمية تتداخل الأفلاك الذرية بحيث يتكوّن فلك مندمج يحتوي على إلكترونين. ونسمّي هذا الفلك المندمج فلكاً جزيئياً. فمثلاً يوضّح الشكل (٣-١٠) كيف تتداخل الأفلاك الذرية من نوع 1s لذرتي هيدروجين لتكوين رابطة تساهمية أحادية.



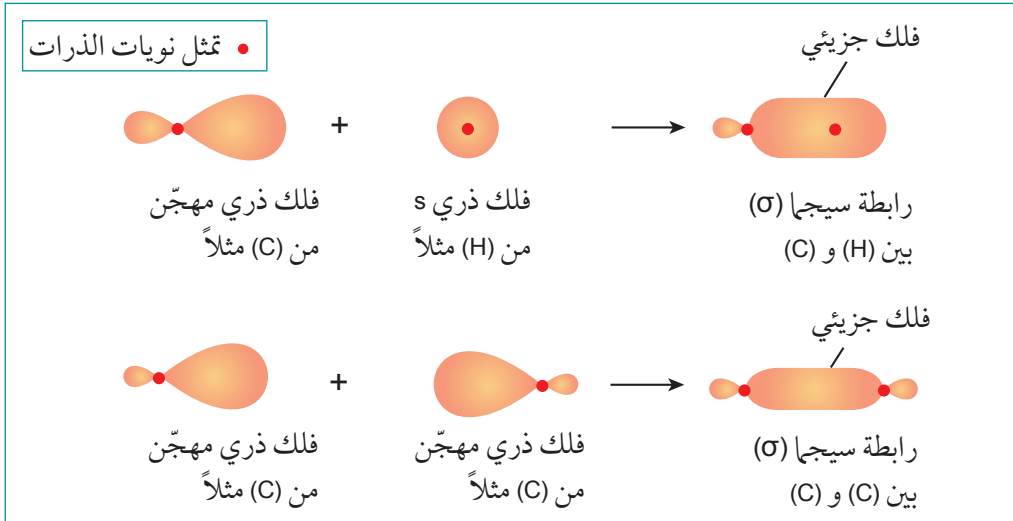
الشكل ٣-١٠ يتداخل فلكان ذريان من نوع 1s في الهيدروجين لتكوين رابطة تساهمية أحادية.

ويمكن للأفلاك الذرية p أن تتداخل أيضاً بشكل محوري/خطي أو رأس-رأس لتكوين روابط تساهمية، كما في الجزيئات (Cl_2) و (Br_2) وغيرهما (الشكل ٣-١١).



الشكل ٣-١١ يتداخل فلكان ذريان من نوع p في الكلور لتكوين رابطة تساهمية أحادية.

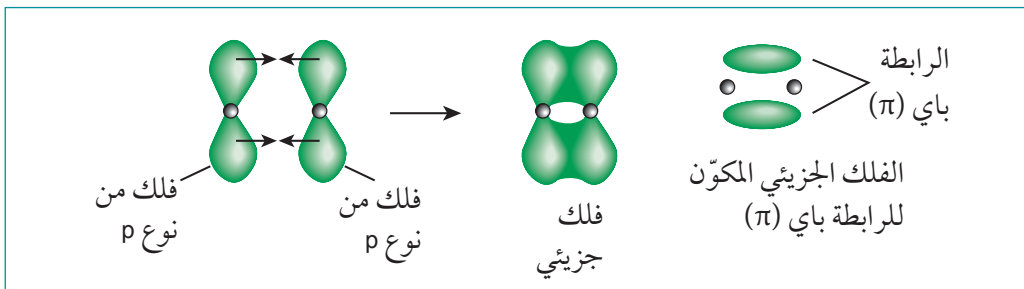
عند تداخل الأفلاك الذرية وتكوين أفلاك جزيئية قد يكون التداخل محورياً/خطياً (axial overlap) أو رأس-رأس فنتتج روابط سيجما (σ bond). أو تتداخل الأفلاك الذرية المهجنة (sp و sp^2 و sp^3) فيما بينها أو مع أفلاك ذرية (s) أو (p) بشكل محوري/خطي أو رأس-رأس لتكوين روابط تساهمية سيجما (الشكل ٣-١٢). وتكون الكثافة الإلكترونية لكل رابطة سيجما (σ) متماثلة حول المحور الذي يضم نويات الذرات المكونة للرابطة.



الشكل ٣-١٢ تتكوّن الروابط سيجما عبر التداخل الخطي للأفلاك.

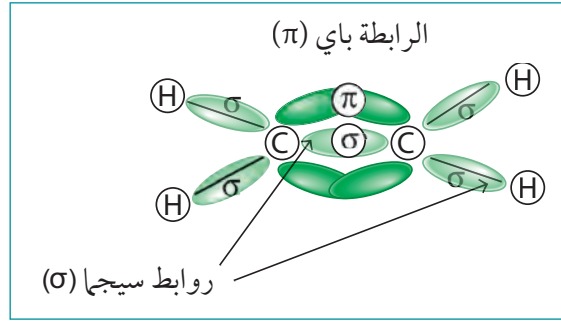
أما الروابط التي تتكوّن عبر التداخل الجانبي (sideways) لأفلاك p فتسمى روابط باي (π bond). ولا تكون الكثافة الإلكترونية لرابطة باي (π) متماثلة حول المحور الذي يضم نويات الذرات المكونة للرابطة. يُوضّح الشكل (٣-١٣) كيف تتكوّن رابطة باي (π) من فلكي p متداخلين بشكل جانبي.

وغالباً ما نرسم رابطة باي (π) الأحادية على هيئة سحابتين من الإلكترونات، حيث تنشأ كل واحدة منهما من تداخل فصين من فلكي p. على الرغم من ذلك، يجب عليك أن تتذكّر أن سحابتي الإلكترونات في رابطة باي (π) تمثلان رابطة واحدة مكونة من إلكترونين.



الشكل ٣-١٣ تتكوّن روابط باي (π) عن طريق التداخل الجانبي للأفلاك الذرية.

يوضح الشكل أدناه تكوّن روابط سيجما وبياي في جزيء الإيثين (C_2H_4).



تهجين الأفلاك الذرية (p و s)

عند تكوّن جزيئات متعددة الذرات، على سبيل المثال (CH_4)، و (BH_3)، و (BeH_2) وغيرها، تندمج الأفلاك الذرية في الذرة المركزية لتكوّن أفلاكاً ذرية جديدة تأخذ أشكالاً مختلفة، وتُعطى رموزاً مختلفة وفق عدد الأفلاك المندمجة ونوعها. على سبيل المثال، الرموز sp و sp^2 و sp^3 . وتسمى عملية دمج الأفلاك الذرية بهذه الطريقة **التهجين Hybridisation**.

التهجين sp^3

يمتلك الكربون التوزيع الإلكتروني $1s^2 2s^2 2p^2$. ولتكوين أربع روابط تساهمية، تحتاج ذرة الكربون إلى أربعة أفلاك ذرية في مستوى طاقة الكم الرئيسي ($n = 2$)، يحتوي كل منها على إلكترون واحد. لتحقيق ذلك، تتم استثارة إلكترون واحد من الفلك $2s^2$ إلى الفلك $2p^2$. تعيد الأفلاك ترتيب نفسها لتكوّن أربعة أفلاك ذرية جديدة هجينة، عند مستوى طاقة يقع بين الفلكين $2s$ و $2p$.

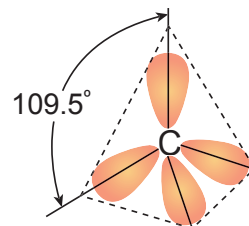
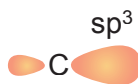
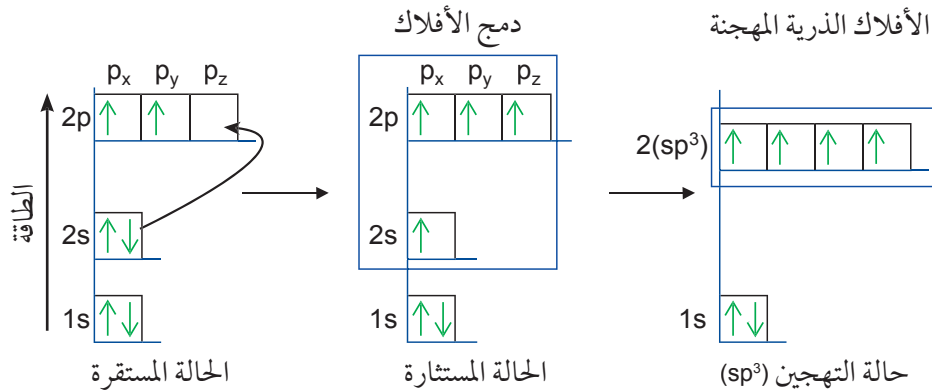
فعندما يندمج فلك s واحد وثلاثة أفلاك p ، تتكوّن 4 أفلاك ذرية مهجنة sp^3 تتجه محاورها من الذرة المركزية نحو القمم الأربع لرباعي أوجه، مشكّلة فيما بينها زوايا 109.5° . وفي أفلاك sp^3 المهجنة، يمتلك كل فلك $\frac{1}{4}$ خصائص الفلك s و $\frac{3}{4}$ خصائص الفلك p .

مصطلحات علمية

التهجين

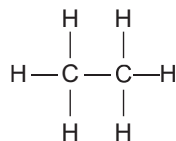
Hybridisation:

دمج أنواع مختلفة من الأفلاك الذرية. وتكوّن أفلاك ذرية جديدة تسمى أفلاكاً مهجنة تُعطى الرموز sp و sp^2 و sp^3 وغيرها.



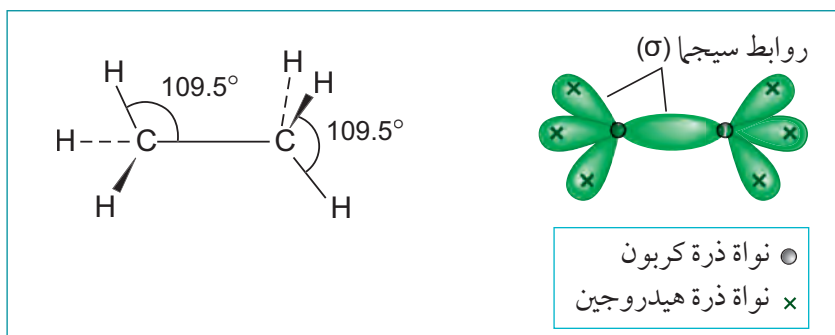
مثال: الإيثان

الصيغة البنائية للإيثان هي:



تتكوّن روابط الإيثان جميعها عبر التداخل الخطي للأفلاك الذرية المهجّنة (sp^3) لذرتي الكربون إحداهما مع الأخرى أو مع الأفلاك 1s لذرات الهيدروجين الست. وهي جميعها روابط سيجما (σ).

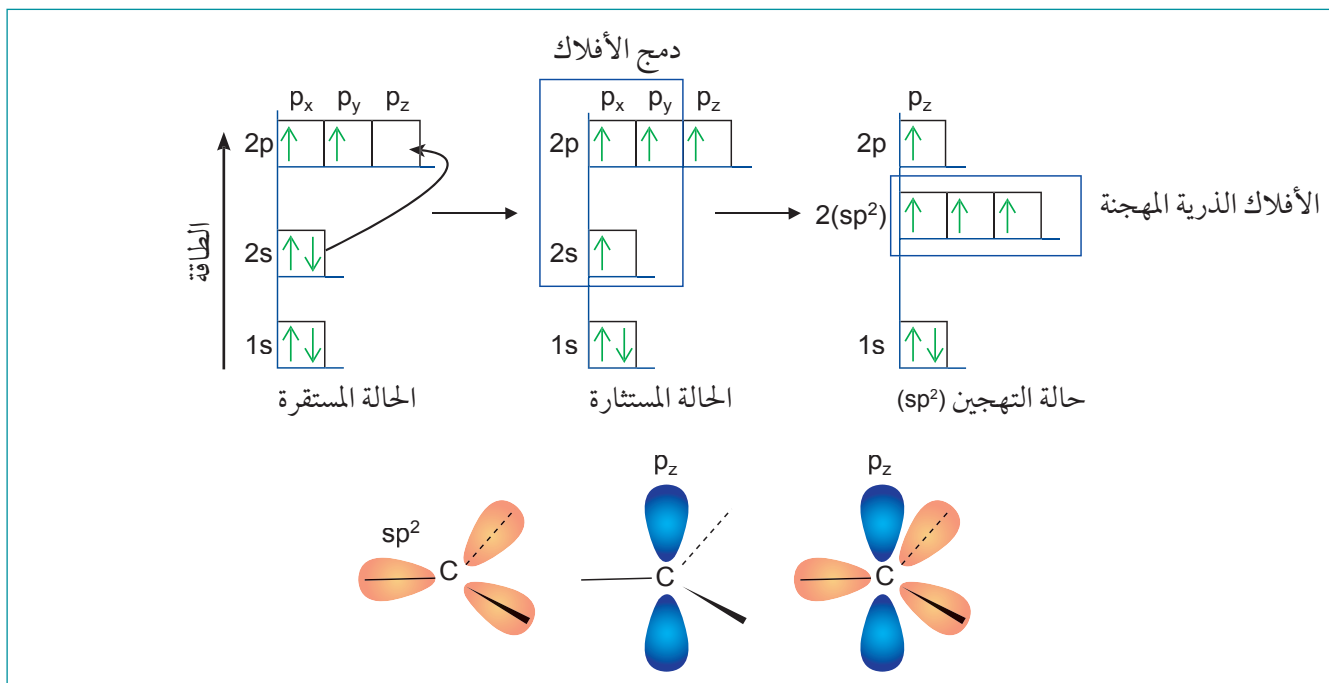
يُوضّح الشكل (٣-١٤) توزيع الكثافة الإلكترونية في الإيثان المكوّن من الروابط سيجما (σ). فمناطق الكثافة الإلكترونية جميعها تتناظر بعضها عن بعض بشكل متساوٍ. وهذا ما يعطي زوايا الروابط H—C—H و H—C—C جميعها القيمة نفسها تقريباً (109.5°).



الشكل ٣-١٤ توزيع الكثافة الإلكترونية في الإيثان وشكله الهندسي.

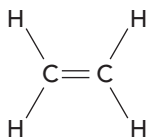
التهجين sp^2

وعندما يتمّ تهجين فلك s واحد وفلكين p، يتكوّن 3 أفلاك ذرية مهجّنة sp^2 تتجه محاورها من الذرة المركزية نحو القمم الثلاث لمثلث مستو، مشكّلة فيما بينها زوايا 120° . وفي أفلاك sp^2 المهجّنة، يمتلك كل فلك $\frac{1}{3}$ خصائص الفلك s و $\frac{2}{3}$ خصائص الفلك p.

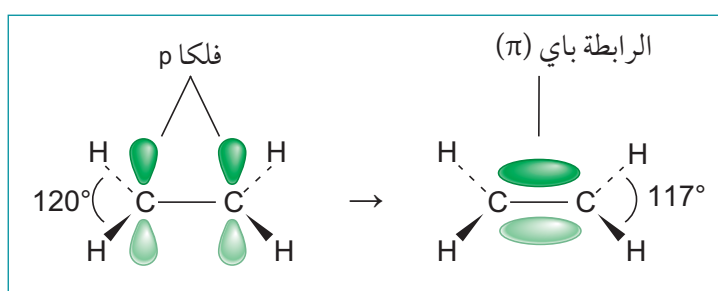


مثال: الإيثين

الصيغة البنائية للإيثين هي:

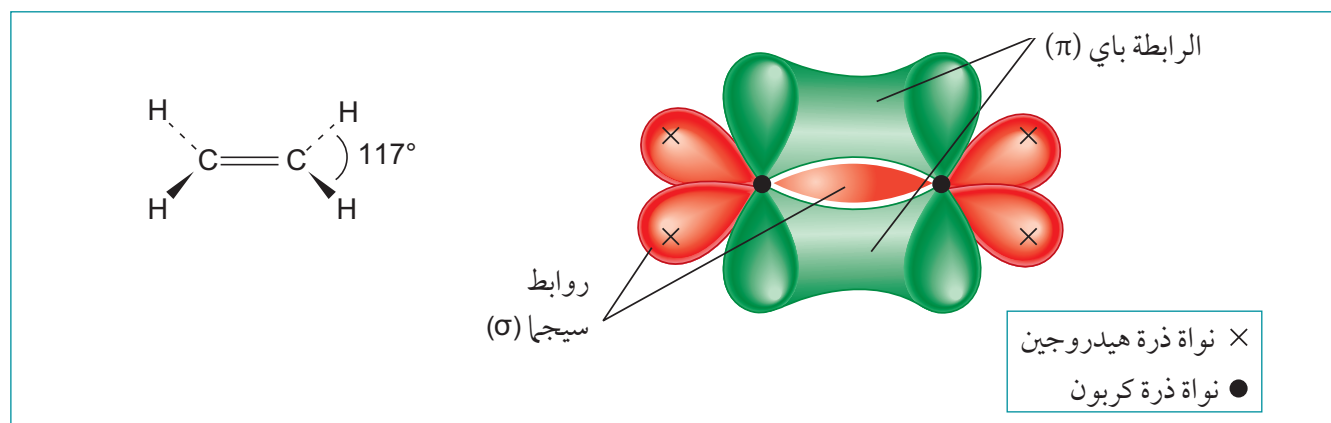


تستخدم كل ذرة كربون موجودة في الإيثين إلكتروناتها الثلاثة الموجودة في أفلاك sp^2 المهجنة الثلاثة والمتجهة بعيداً عن ذرة الكربون لتكوين رابطتي سيجما (σ) مع ذرتي هيدروجين، ورابطة سيجما (σ) واحدة مع ذرة الكربون الأخرى. أمّا الإلكترون الرابع من كل ذرة كربون فيشغل فلك p غير مهجن، الذي يتداخل بشكل جانبي مع فلك p آخر مماثل له موجود على ذرة الكربون الأخرى، الأمر الذي يؤدي إلى تكوين الرابطة باي (π) (الشكل ٣-١٥).



الشكل ٣-١٥ تداخل جانبي لفلكي p لتكوين الرابطة باي (π) في الإيثين.

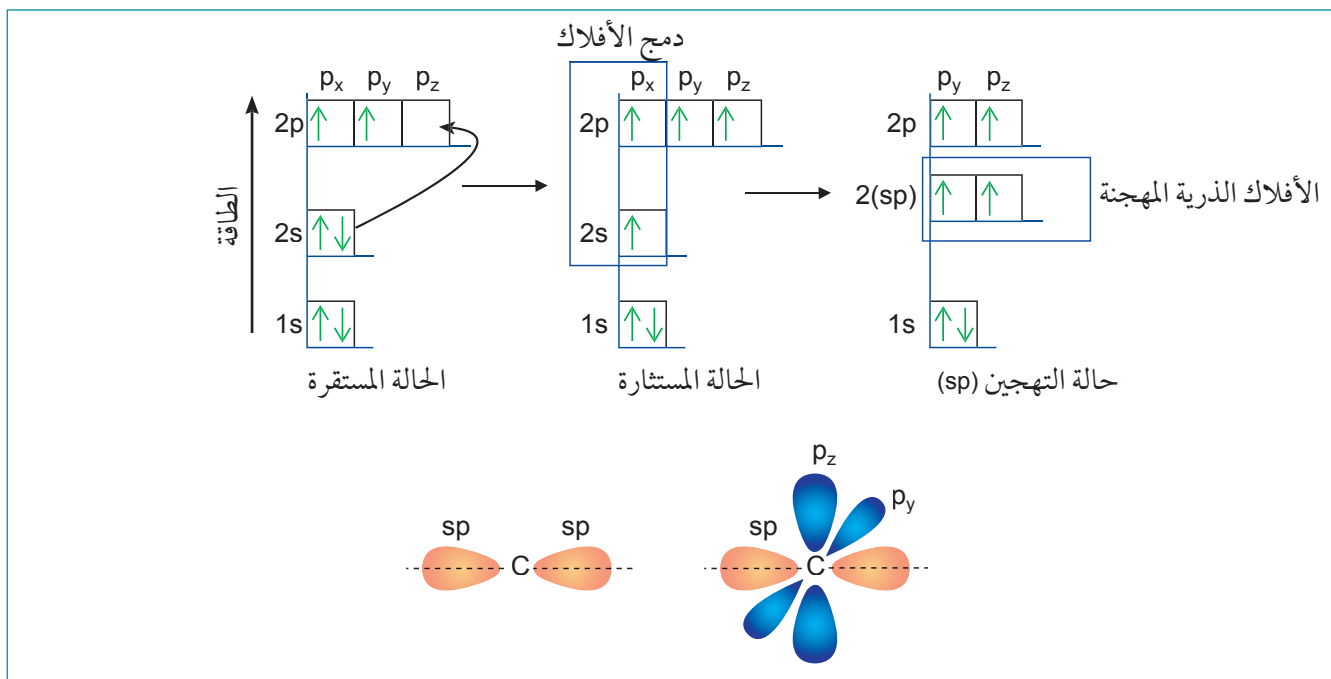
يُعدّ الإيثين جُزيئاً مستويًا لأن هذا يضمن التداخل الأقصى لأفلاك p التي تكوّن الرابطة باي (π). السحب الإلكترونية التي تكوّن الرابطة باي (π) تقع فوق المستوى الذي يضم نويات الكربون والهيدروجين وتحتة. ويمكننا أن نتنبأ أن قيم زوايا الروابط H-C-H في الإيثين تساوي 120° تقريباً، وذلك لأن مناطق الكثافة الإلكترونية الثلاث للروابط سيجما (σ) تكون موزّعة بالتساوي. وبسبب موقع الرابطة باي (π)، فإن قيمة زاوية الروابط هذه تساوي فعلياً 117° . وهذا ما يقلل قوى التنافر. ويوضّح الشكل (٣-١٦) توزيع الكثافة الإلكترونية للروابط سيجما (σ) وباي (π) في الإيثين.



الشكل ٣-١٦ توزيع الكثافة الإلكترونية في الإيثين وشكله الهندسي.

التهجين sp

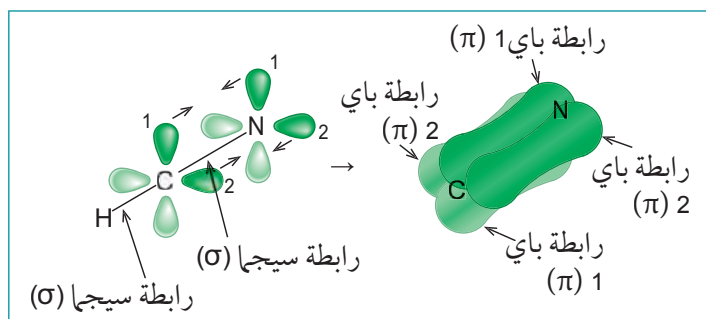
وعندما يتم تهجين فلك s واحد وفلك p واحد، يتكوّن فلكان مهجّنان sp يتجه محوراهما من الذرة المركزية في اتجاهين متعاكسين، ليشكّلا فيما بينهما زاوية 180° وشكلاً خطياً. وفي أفلاك sp المهجّنة، يمتلك كل فلك $\frac{1}{2}$ خصائص الفلك s و $\frac{1}{2}$ خصائص الفلك p.



توجد الروابط الثلاثية في جزيئات النيتروجين $N \equiv N$ ، وسيانيد الهيدروجين $H-C \equiv N$ ، والإيثاين $H-C \equiv C-H$. وتتكون الروابط الثلاثية من رابطتي باي (π)، ورابطة سيجما (σ) واحدة. وتشكّل رابطتا باي (π) زاوية قائمة إحداها مع الأخرى.

مثال ١: سيانيد الهيدروجين

في سيانيد الهيدروجين (الشكل ٣-١٧) تتكوّن رابطة سيجما (σ) واحدة نتيجة التداخل بين الفلك s لذرة الهيدروجين وفلك مهجن sp لذرة الكربون. وتتكوّن رابطة سيجما (σ) ثانية نتيجة التداخل بين فلك sp المهجن لذرة الكربون وفلك sp المهجن لذرة النيتروجين. أما بقية الأفلاك فهي أفلاك غير مهجّنة من نوع p وهي موجودة على كلا ذرتي النيتروجين والكربون (فلكا p على كل منهما). تتداخل هذه الأفلاك جانبياً لتكوين رابطتي باي (π)، تشكلان زاوية قائمة إحداها مع الأخرى.



الشكل ٣-١٧ الروابط باي وسيجما في جزيء سيانيد الهيدروجين.

مثال ٢: جزيء النيتروجين

في جزيء النيتروجين تتكوّن رابطة سيجما (σ) واحدة نتيجة تداخل فلكي sp مهجنين لذرتي النيتروجين، ويبقى على كل ذرة (N) فلك sp يشغله زوج منفرد من الإلكترونات. أما بقية الأفلاك الموجودة على ذرتي النيتروجين فهي أفلاك غير مهجنة من نوع p (فلكا p على كل منهما). وهي تتداخل جانبياً لتكوين رابطتي باي (π)، تشكلان زاوية قائمة إحداهما مع الأخرى.

٤-٣ طول وطاقة الرابطة

تسمّى المسافة بين نواتي ذرتين مرتبطتين تساهمياً **طول الرابطة Bond length** وتقاس بوحدة nm أو m . وتعتمد المسافة التي تفصل بين نواتي ذرتين مرتبطتين على نوع الذرتين. بشكل عام، تكون الروابط الثنائية أقصر من الروابط الأحادية. وذلك لأن الروابط الثنائية تمتلك كمية أكبر من الشحنة السالبة بين نواتي الذرتين. يؤديّ ازدياد قوة الجذب بين الإلكترونات والنواة، إلى شدّ الذرات وتقاربها إلى حدّ الالتصاق، ما ينتج منه رابطة أقوى. ونقيس قوة الرابطة بقياس **طاقة الرابطة Bond energy**، وهي الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من رابطة تساهمية معيّنة في الحالة الغازية والتي تقاس بوحدة kJ/mol .

يُوضّح الجدول (٣-٥) بعض قيم أطوال الروابط وطاقاتها. يمكن لقوة الرابطة أن تؤثر على النشاط الكيميائي لمركّب ما. فالجزيئات في السوائل والغازات تكون في حركة عشوائية، وهي تتصادم بعضها مع بعض بشكل مستمر. ويحدث التفاعل بين الجزيئات فقط عندما يحدث تصادم بطاقة كافية لكسر الروابط في أحد الجزيئين أو في كليهما معاً. يُعدّ النيتروجين غير نشط كيميائياً لأنه يمتلك رابطة ثلاثية، $N \equiv N$. وهو يحتاج إلى الكثير من الطاقة لفصل ذرات النيتروجين وإبعاد بعضها عن بعض، فالطاقة اللازمة لكسر هذه الرابطة تساوي 994 kJ/mol . أمّا الأكسجين فهو أنشط بكثير كيميائياً. وعلى الرغم من أنه يمتلك رابطة ثنائية، إلا أنه يحتاج فقط إلى 469 kJ/mol لكسر مول واحد من روابط $O=O$. ومع ذلك، فإن قوة الرابطة هي أحد العوامل التي تؤثر في النشاط الكيميائي لجزيء ما.

الرابطة	طاقة الرابطة (kJ/mol)	طول الرابطة (nm)
C—C	350	0.154
C=C	610	0.134
C—O	360	0.143
C=O	740	0.116

الجدول ٣-٥ أمثلة على قيم طاقات وأطوال الروابط.

مصطلحات علمية

طول الرابطة Bond length: هي المسافة التي تقع بين نواتي ذرتين مرتبطتين معاً برابطة تساهمية. وحدة قياس طول الرابطة هي nm أو m .

طاقة الرابطة Bond energy: الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من رابطة تساهمية معيّنة في الحالة الغازية. وحدة قياس طاقة الرابطة هي kJ/mol .

سؤال

- أ. صف العلاقة بين طول الرابطة وطاقة الرابطة لهاليدات الهيدروجين هذه.
- ب. فسر سبب تناقص قيم طاقات الرابطة وفقاً للترتيب الآتي: $(\text{HCl}) > (\text{HBr}) > (\text{HI})$.
- ج. تتبأ قيمة لكل من طول الرابطة وطاقتها في فلوريد الهيدروجين (HF).

١٠ يتضمّن الجدول الآتي قيم أطوال الروابط وطاقاتها لبعض هاليدات الهيدروجين.

هاليد الهيدروجين	طول الرابطة (nm)	طاقة الرابطة (kJ/mol)
HCl	0.127	431
HBr	0.141	366
HI	0.161	299

٣-٥ السالبية الكهربائية والقطبية

السالبية الكهربائية Electronegativity قدرة ذرة معينة مرتبطة تساهمياً بذرة أخرى على جذب إلكترونات الرابطة نحوها. فكلما كانت قيمة السالبية الكهربائية أكبر، تكون قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة التساهمية نحوها أكبر. تتدرج السالبية الكهربائية في الجدول الدوري (الشكل ٣-١٨) على النحو الآتي:

- تزداد السالبية الكهربائية عبر الدورة من اليسار إلى اليمين أي من المجموعة (I) إلى المجموعة (VII).
- تزداد السالبية الكهربائية في المجموعة كلما اتجهنا من أسفل إلى أعلى الشكل.

مصطلحات علمية

السالبية الكهربائية

Electronegativity:

قدرة ذرة مرتبطة تساهمياً بذرة أخرى على جذب إلكترونات الرابطة نحوها.

الأدنى ← الأعلى

1
H
2.20

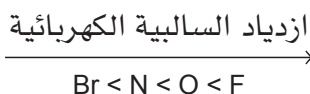
2
He

3	4											24	5	6	7	8	9	10
Li	Be											Cr	B	C	N	O	F	Ne
0.98	1.57											1.66	2.04	2.55	3.04	3.44	3.98	
11	12												13	14	15	16	17	18
Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.93	1.31												1.61	1.9	2.19	2.58	3.16	
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	3.00	
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66	2.60	

قيمة السالبية الكهربائية

الشكل ٣-١٨ السالبية الكهربائية للعناصر 54 الأولى في الجدول الدوري.

يكون ترتيب العناصر الأكثر كهروسالبية في الجدول الدوري كما يلي:



الأمر الذي يعني أن الفلور هو العنصر الأكثر كهروسالبية في الجدول الدوري.

العوامل المؤثرة في السالبية الكهربائية

تعتمد قيمة السالبية الكهربائية على ما يلي:

- الشحنة النووية: كلما ازدادت الشحنة النووية الموجبة في الذرات الموجودة في الدورة نفسها، ازدادت قابليتها لجذب زوج إلكترونات الرابطة نحوها؛ الأمر الذي يعني ازدياد السالبية الكهربائية لها.
- نصف القطر الذري: بالنسبة إلى الذرات الموجودة في المجموعة نفسها، كلما كانت إلكترونات مستوى طاقتها الخارجي أبعد عن النواة، يصبح احتمال أن تجذب زوج إلكترونات الرابطة أضعف، لأن قوة جذب النواة الموجبة لزوج الإلكترونات تكون أقل؛ الأمر الذي يعني أن السالبية الكهربائية تقل، ما يعني أيضاً أنه مع ازدياد نصف القطر الذري في المجموعة تقل السالبية الكهربائية.
- الحجب: كلما كان عدد مستويات الطاقة الداخلية الرئيسية والفرعية أكبر، كان تأثير الشحنة النووية على إلكترونات الرابطة أقل؛ الأمر الذي يعني أن سالبيتها الكهربائية تقل.

مقياس باولينج وقطبية الرابطة

يسمى مقياس قيم السالبية الكهربائية الأكثر شيوعاً مقياس باولينج للسالبية الكهربائية Pauling electronegativity scale، N_p . يُوضّح الجدول (٦-٣) قيم باولينج للسالبية الكهربائية لبعض العناصر (مع ملاحظة وجود اختلافات بسيطة في بعض هذه القيم بين الجداول المختلفة، وذلك يعود لنوع المقياس المستخدم).

H						
2.2						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

الجدول ٦-٣ مقياس باولينج للسالبية الكهربائية لبعض العناصر.

لاحظ ما يلي:

- ليس لقيم باولينج للسالبية الكهربائية وحدة قياس.
 - يمتلك الكربون ($N_p = 2.5$) والهيدروجين ($N_p = 2.2$) في الجدول (٥-٣) قيم سالبية كهربائية أقل من قيم السالبية الكهربائية للعديد من العناصر اللافلزية الأخرى.
- ويمكن التنبؤ بنوع الرابطة بين عنصرين من خلال الفرق في قيم السالبية الكهربائية كما يلي (الجدول ٧-٣):

نوع الرابطة الكيميائية	الفرق في السالبية الكهربائية
تساهمية غير قطبية	$0 < 0.4$
تساهمية قطبية	$0.4 < 1.7$
أيونية	≥ 1.7

الجدول ٧-٣ العلاقة بين السالبية الكهربائية ونوع الرابطة الكيميائية.

قطبية الجزيئات

عندما تكون قيمتا السالبة الكهربائية لذرتين تكوّنان رابطة تساهمية متساويتين، يكون زوج إلكترونات الرابطة مشتركاً بينهما بالتساوي، وتُسمى رابطة تساهمة غير قطبية non polar bond. فالهيدروجين (H_2)، والكلور (Cl_2)، والبروم (Br_2)، على سبيل المثال، هي **جزيئات غير قطبية Non-polar molecules**. وعلى العكس من ذلك، عندما تتكوّن رابطة تساهمية بين ذرتين تمتلكان قيم سالبة كهربائية مختلفة، فإن الذرة الأكثر سالبة كهربائية تجذب زوج إلكترونات الرابطة نحوها وتُسمى رابطة تساهمية قطبية polar bond. وكلما ازداد الفرق في قيم السالبة الكهربائية بين الذرات في رابطة تساهمية ما، تزداد **قطبية الرابطة Bond polarity**.

ففي جزيء كلوريد الهيدروجين (HCl) تمتلك ذرة الكلور سالبة كهربائية أكبر من ذرة الهيدروجين، وتكون الرابطة في الجزيء قطبية. حيث تكون الذرتان مشحونتين جزئياً، فالذرة ذات السالبة الكهربائية الصغرى تحمل الشحنة الجزئية ($\delta+$) (دلّتا موجبة) والذرة ذات السالبة الكهربائية الكبرى تحمل الشحنة الجزئية ($\delta-$) (دلّتا سالبة) كما في الشكل (٣-١٩). وعليه فإن جزيء كلوريد الهيدروجين **جزيء قطبي Polar molecule** (ثنائي القطب) وتقاس درجة القطبية في الجزيء على أنها **عزم ثنائي القطب Dipole moment**. ويوضّح اتجاه ثنائي القطب على هيئة الرمز: \rightarrow حيث يكون اتجاه رأس السهم نحو الذرة التي تحمل الشحنة الجزئية السالبة ($\delta-$).

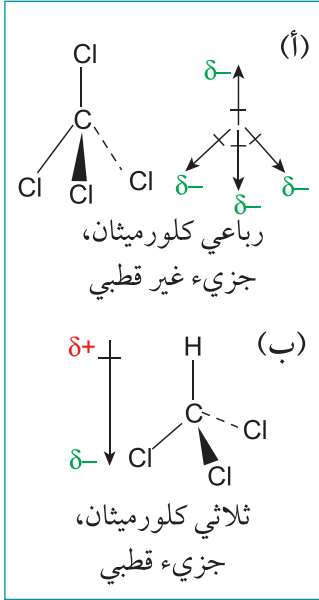


الشكل ٣-١٩ جزيء كلوريد الهيدروجين القطبي. يكون توزيع الشحنة الإلكترونية غير متجانس في الرابطة التساهمية القطبية.

ونتيجة لذلك:

- لن يتطابق مركز الشحنة الموجبة مع مركز الشحنة السالبة في الجزيء.
- يكون توزيع الشحنة الإلكترونية في الجزيء غير متماثل (غير متجانس).
- أما في الجزيئات التي تتكوّن من أكثر من ذرتين، فيجب أن نأخذ في الحسبان ما يلي:
- قطبية كل رابطة.
- ترتيب الروابط في الجزيء (الشكل الهندسي للجزيء).

تحتوي بعض الجزيئات على **روابط قطبية Polar bonds** ولكنها لا تكون قطبية إجمالاً. والسبب في ذلك هو أن الروابط القطبية الموجودة في هذه الجزيئات تكون مرتبة في شكل يجعل **ثنائيات الأقطاب Dipole** يلغي بعضها بعضاً، وبالتالي تكون محصلة **عزم الثنائيات القطبية Dipole moments** في الجزيء صفراً. ومثال على ذلك، رباعي



الشكل ٣-٢٠ (أ) رباعي كلوروميثان، و(ب) ثلاثي كلوروميثان.

كلوروميثان (CCl_4) (الشكل ٣-٢٠). يمتلك رباعي كلوروميثان أربع روابط $C-Cl$ قطبية تتجه نحو الزوايا الأربع للجزيء رباعي الأوجه. فتلغي ثنائيات الأقطاب في الروابط الأربع بعضها بعضاً، وبالتالي يكون جزيء رباعي كلوروميثان غير قطبي.

كذلك فإن ثاني أكسيد الكربون جزيء غير قطبي بالرغم من أن الرابطين $C=O$ قطبيتان. حيث يشير القطبان $C=O$ إلى اتجاهين متعاكسين ويلغي أحدهما الآخر.

بالمقابل، يُعدّ ثلاثي كلوروميثان ($CHCl_3$) جزيئاً قطبياً. إذ إن الروابط القطبية الثلاث $C-Cl$ تشير إلى الاتجاه نفسه. وبما أن الرابطة $C-H$ تعمل في الاتجاه نفسه، يبقى تأثيرها في العزم القطبي الكلي للجزيء ضعيفاً بسبب تقارب السالبية الكهربائية للذرتين، ويكون توزيع الكثافة الإلكترونية غير متماثل. يمتلك الجزيء طرفاً سالباً يتجه نحو ذرات الكلور كما هو موضح في الشكل (٣-٢٠ب).

مهم

تذكر أن الجزيئات التي تحتوي على روابط قطبية ليست جميعها جزيئات قطبية. ففي بعض الأحيان تلغي الروابط القطبية بعضها بعضاً؛ لأن أنواع الروابط نفسها تمتلك ثنائيات أقطاب في اتجاهات متعاكسة.

مصطلحات علمية

جزيئات غير قطبية Non-polar molecules: جزيئات تكون محصلة عزم الثنائيات القطبية لروابطها تساوي صفراً. **قطبية الرابطة Bond polarity:** هي التوزيع غير المتجانس للشحنة الناتجة عندما ترتبط ذرتان مختلفتان في رابطة تساهمية، والذي يؤدي إلى جذب غير متساو لزوج إلكترونات الرابطة.

جزيء قطبي Polar molecule: جزيء تكون محصلة عزم الثنائيات القطبية لروابطه لا تساوي صفراً.

عزم ثنائي القطبية Dipole moment: ينشأ العزم ثنائي القطبية عند اختلاف قيمتي السالبية الكهربائية للذرتين المرتبطتين تساهمياً.

الروابط القطبية Polar bonds: تنشأ عن انجذاب زوج الإلكترونات المكوّن للرابطة نحو الذرة ذات السالبية الكهربائية الكبرى، ما يجعل أحد طرفي الجزيء موجباً نسبياً مقارنة بالطرف الآخر الذي يكون سالباً.

ثنائيات الأقطاب Dipole: تنشأ عن اختلاف قيمتي السالبية الكهربائية للذرتين المرتبطتين تساهمياً.

سؤال

١١ هل الجزيئات الآتية قطبية أم غير قطبية؟

بّرر إجابتك في كل حالة بناءً على جدول قيم بولينج للسالبية الكهربائية.

أ. الكلور (Cl_2).

ب. فلوريد الهيدروجين (HF).

ج. ثنائي كلوريد الكبريت (SCl_2).

د. ثلاثي فلوروبورون (BF_3).

هـ. الجزيء رباعي الأوجه رباعي بروموميثان (CBr_4).

٦-٣ القوى بين الجزيئات

وعلى الرغم من أن الذرات الموجودة في داخل الجزيئات تكون مترابطة معاً بواسطة روابط تساهمية قوية، إلا أن ثمة قوى ضعيفة موجودة بين الجزيئات، تسمى **قوى بين-الجزيئات Intermolecular forces**، أو **قوى فان دير فال Van der Waals' forces**.

تعتمد القوى بين-الجزيئات على السالبية الكهربائية للذرات المترابطة في الجزيئات وقطبية الروابط الموجودة فيها.

يوجد نوعان من قوى فان دير فال:

- قوى ثنائي القطب اللحظي - ثنائي القطب المستحث (id-id). وتُسمى أيضاً قوى لندن للتشتت (London dispersion forces).
 - قوى ثنائي القطب الدائم - ثنائي القطب الدائم (pd-pd)، بما فيها الرابطة الهيدروجينية.
- تُعدّ الرابطة الهيدروجينية حالة خاصة من قوى ثنائي قطب دائم - ثنائي قطب دائم. وهي تحدث بين جزيئات يكون فيها الهيدروجين مرتبطاً بذرة ذات سالبية كهربائية مرتفعة.

يقارن الجدول (٣-٨) القوة النسبية للروابط والقوى بين-الجزيئات.

قوة الرابطة (kJ/mol)	نوع الرابطة
760	الرابطة الأيونية في كلوريد الصوديوم
464	الرابطة التساهمية O—H في الماء
50-20	الرابطة الهيدروجينية
4-0.4	قوى ثنائي قطب دائم - ثنائي قطب دائم
4-0.4	قوى ثنائي قطب لحظي - ثنائي قطب مستحث

الجدول ٣-٨ قوة الروابط الكيميائية.

مهم

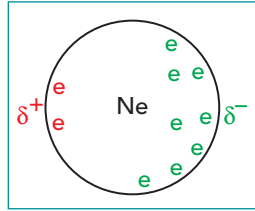
تذكر أن قوى فان دير فال هو مصطلح عام يُستخدم لوصف القوى بين-الجزيئات جميعها، والتي تتضمن قوى ثنائي القطب اللحظي - ثنائي القطب المستحث، وقوى ثنائي القطب الدائم - ثنائي القطب الدائم، والرابطة الهيدروجينية.

قوى ثنائي القطب اللحظي - ثنائي القطب المستحث

تتواجد الغازات النبيلة مثل النيون والأرغون على هيئة ذرات معزولة (منفصلة، مفردة، غير مترابطة فيما بينها). والغازات النبيلة يمكن إسالتها (تحويلها إلى الحالة السائلة)، لكن عند درجات حرارة منخفضة جداً وضغط مرتفع، بسبب وجود قوى جذب ضعيفة جداً بين ذراتها. هذه القوى تعمل على جعل الذرات متقاربة معاً في الحالة السائلة.

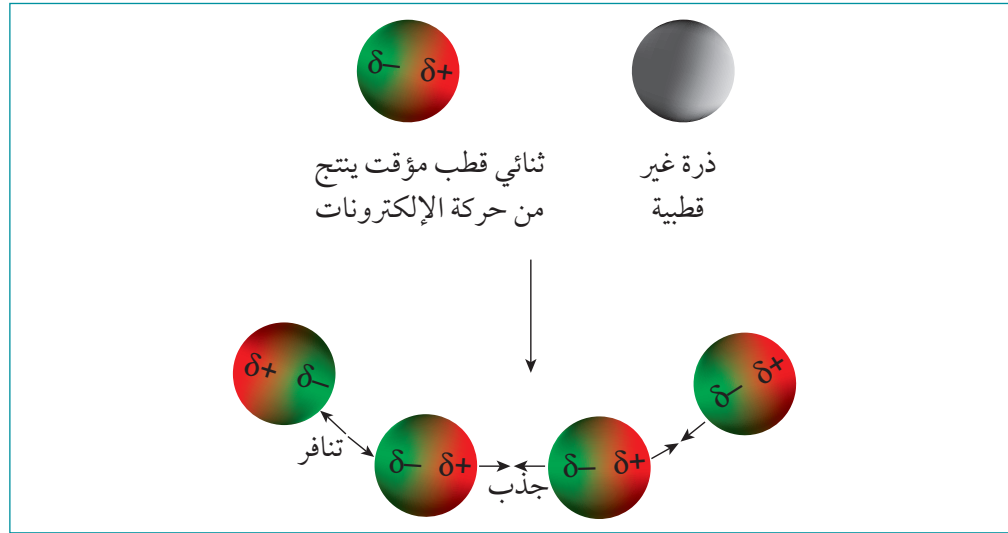
يُعدّ البروم جزيئاً غير قطبي، ويكون سائلاً عند درجة حرارة الغرفة، بحيث تحفظ قوى الجذب الضعيفة جزيئات البروم متقاربة. تسمى هذه القوى الضعيفة جداً قوى ثنائي القطب اللحظي - قوى ثنائي القطب المستحث، أو قوى لندن للتشتت. توجد هذه القوى بين الذرات أو الجزيئات جميعها. لكن كيف تنشأ هذه القوى؟

تتحرك **سحابة الشحنات الإلكترونية Electron charge cloud** الموجودة في جُزيء غير قطبي (أو ذرّة) باستمرار. ويحدث أحياناً أن تكون سحابة الشحنة موجودةً على أحد طرفي الجُزيء بصورة أكبر من الطرف الآخر، هذا يدل على أن أحد طرفي الجُزيء يمتلك، لمدة زمنية قصيرة، شحنة سالبة أكثر من الطرف الآخر. الأمر الذي يعني تكوّن ثنائي قطب لحظي (مؤقت). يوضح الشكل (٢١ - ٣) ثنائي قطب لحظي في ذرة النيون.



الشكل ٢١-٣ توزيع سحابة الشحنة الإلكترونية على طرفي ذرة النيون.

ويمكن لثنائي القطب اللحظي هذا أن يستحث ثنائي قطب على جسيمات (ذرات أو جزيئات) مجاورة. وكنتيجة لذلك، ستكون هناك قوى جذب بين طرف يحمل شحنة ($\delta+$) لثنائي قطب في أحد الجزيئات من جهة، وطرف يحمل شحنة ($\delta-$) لثنائي قطب في جُزيء مجاور من جهة أخرى (الشكل ٣-٢٢).



الشكل ٢٢-٣ كيفية نشوء قوى ثنائي القطب اللحظي - ثنائي القطب المستحث.

وتكون ثنائيات الأقطاب هذه مؤقتة دائماً لأن السحب الإلكترونية تكون في حركة دائمة. وتسمّى هذه القوى **قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث Instantaneous dipole-induced dipole forces (id-id forces)**، كما تسمّى في بعض الأحيان قوى لندن للتشتت.

تزداد قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث مع:

- ازدياد عدد الإلكترونات (والبروتونات) في الجُزيء (مع ازدياد الكتلة المولية).
- ازدياد عدد نقاط (مواقع) التلامس بين الجزيئات: نقاط التلامس هي المواقع التي تقترب فيها الجزيئات بعضها من بعض.

مصطلحات علمية

سحابة الشحنة

الإلكترونية Electron charge cloud

منطقة charge cloud: وجود الإلكترونات سالبة الشحنة في الذرة أو الجزيء.

قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث

Instantaneous dipole-induced dipole forces

(id-id forces): قوى الجذب الأضعف بين الجزيئات. تنتج من ثنائيات أقطاب لحظية مؤقتة ومستحثة في كلا الجزيئات القطبية وغير القطبية.

Instantaneous dipole-induced dipole forces

(id-id forces): قوى الجذب الأضعف بين الجزيئات. تنتج من ثنائيات أقطاب لحظية مؤقتة ومستحثة في كلا الجزيئات القطبية وغير القطبية.

Instantaneous dipole-induced dipole forces (id-id forces): قوى الجذب الأضعف بين الجزيئات. تنتج من ثنائيات أقطاب لحظية مؤقتة ومستحثة في كلا الجزيئات القطبية وغير القطبية.

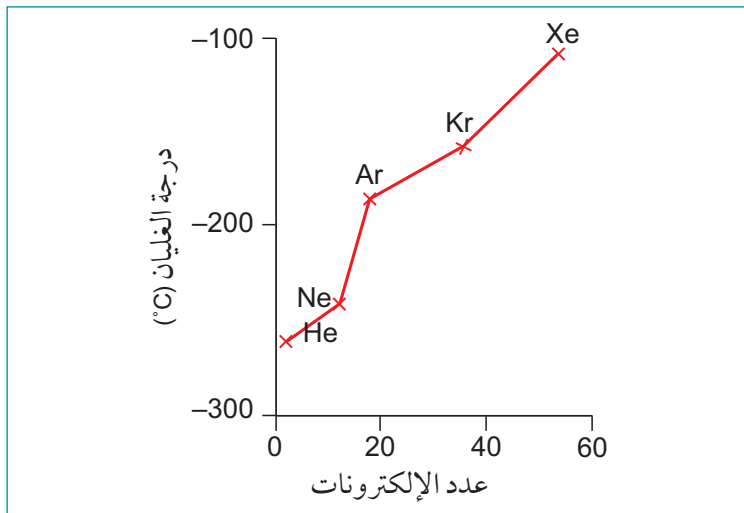
مهم

تسمّى قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث بقوى لندن للتشتت، وهي ثنائيات أقطاب غير دائمة. في هذا السياق، كلمة مستحث تعني أن أحد الجزيئات يسبب تأثير جذب على جُزيء آخر أو تنافراً منه.

تكون القوى id-id بين الذرات المنفردة ضئيلة جداً.

التدرج في درجة الغليان و درجة الانصهار

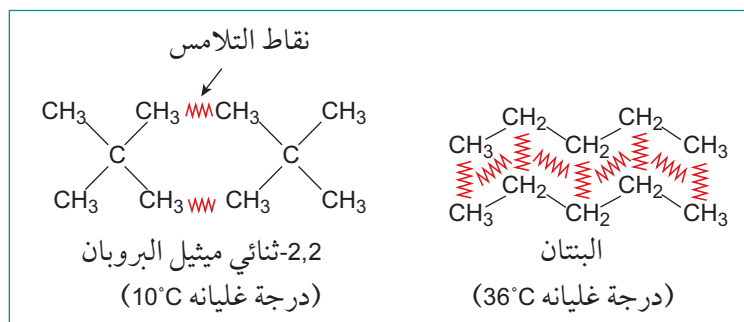
يمكن استخدام الاختلافات في حجم قوى ثنائي القطب اللحظي- ثنائي القطب المستحث لشرح التدرج في نمط تغير المحتوى الحراري للتبخّر، وفي درجات غليان الغازات النبيلة. يُوضح الشكل (٣-٢٣) كيف تتغير هذه القوى مع عدد الإلكترونات الموجودة.



الشكل ٣-٢٣ العلاقة بين عدد الإلكترونات ودرجات الغليان.

من (الشكل ٣-٢٤) يمكن ملاحظة أن درجات غليان الغازات النبيلة تزداد عندما يزداد عدد الإلكترونات. وذلك لأن قوى id-id بين الذرات تزداد بازدياد عدد الإلكترونات. وبالتالي، ستكون هناك حاجة إلى مزيد من الطاقة لتحويل السائل إلى بخار وتكون درجة الغليان مرتفعة أكثر.

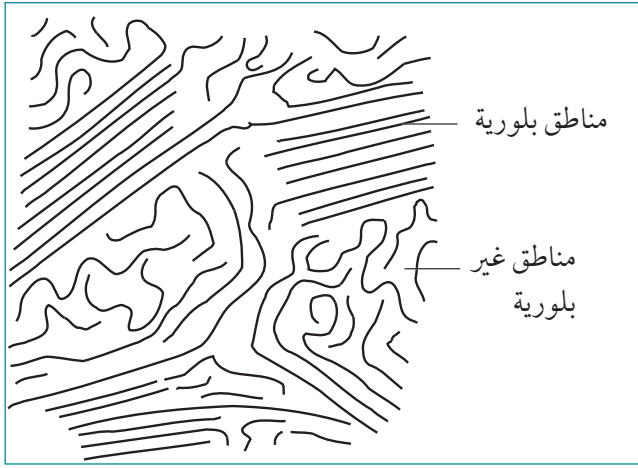
ومن الشكل (٣-٢٤) يمكن ملاحظة تأثير ازدياد عدد نقاط التلامس عن طريق مقارنة درجتي غليان البنتان (36 °C)، و 2,2-ثنائي ميثيل البروبان (10 °C). فهذان المركبان يمتلكان أعداداً متساوية من الإلكترونات داخل جزيئتهما ويمتلكان الكتلة المولية نفسها.



الشكل ٣-٢٤ يوضح الاختلاف في درجتي غليان البنتان، و 2,2-ثنائي ميثيل البروبان الناتج عن الفرق بين شدة قوى ثنائي القطب اللحظي- وثنائي القطب المستحث.

يمكن للجزيئات في البنتان (C₅H₁₂) أن تصطف بشكل خطي إحداها بجانب الأخرى بحيث يكون هناك عدد كبير من نقاط التلامس بينها. تكون القوى id-id أكبر، وبالتالي تكون درجة غليان البنتان مرتفعة أكثر. أمّا جزيئات 2,2-ثنائي ميثيل البروبان (C₅H₁₂) فهي متراسة بشكل أكبر، الأمر الذي يجعل مساحة السطح المتوافرة للتلامس مع جزيئات مجاورة أصغر. فتكون القوى id-id أصغر نسبياً، وبالتالي تكون درجة غليانه أقل.

تؤثر قوى id-id أيضاً على درجة الانصهار. بالمقابل، يمكن أن تكون قوى id-id الكلية بين جزيئات غير قطبية وطويلة جداً مثل جزيئات البولي إيثين أكبر بكثير، لهذا السبب يكون البولي إيثين صلباً عند درجة حرارة الغرفة.



الشكل ٣-٢٥ مناطق بلورية وغير بلورية في البولي إيثين.

ثمّة نوعان من البولي إيثين هما: البولي إيثين منخفض الكثافة (LDPE)، والبولي إيثين مرتفع الكثافة (HDPE). وكلاهما يمتلكان مناطق بلورية وأخرى غير بلورية في بنيتيهما (الشكل ٣-٢٥).

يمتلك البولي إيثين مرتفع الكثافة (HDPE) مناطق بلورية أكثر، حيث تكون الجزيئات أقرب بعضها إلى بعض من البولي إيثين منخفض الكثافة (LDPE). لذا، تكون قوى الترابط الكلية أكبر، وبالتالي يمتلك البولي إيثين مرتفع الكثافة (HDPE) درجة انصهار أكبر من (LDPE).

سؤال

١٣ يتضمّن الجدول أدناه صيغ بعض الألكانات ودرجات غليانها. اشرح نمط التدرج من حيث قوى ثنائي القطب اللحظي- ثنائي القطب المستحث.

الألكان	الصيغة التركيبية	درجة الغليان (°C)
الميثان	CH ₄	-164
الإيثان	CH ₃ CH ₃	-88
البروبان	CH ₃ CH ₂ CH ₃	-42
البيوتان	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	0

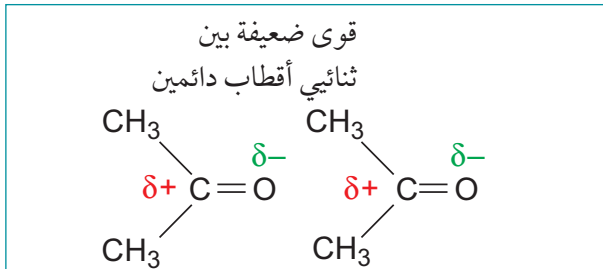
١٢ تضمّ القائمة أدناه درجات غليان الهالوجينات (°C):

الهالوجينات	درجة الغليان (°C)
الفلور	-188
الكلور	-35
البروم	+59
اليود	+184

أ. صف نمط التدرج في درجات غليان عناصر المجموعة (VII) (من أعلى إلى أسفل).
ب. اشرح نمط التدرج في درجات الغليان.

قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم

تُسمّى القوى الموجودة بين جزيئين يمتلك كل منهما ثنائي قطب دائم: **قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم Permanent dipole- permanent dipole forces** (pd-pd forces). وتؤدي قوة الجذب بين الشحنة (δ+) الموجودة على أحد الجزيئات والشحنة (δ-) الموجودة على جزيء مجاور إلى نشوء قوة جذب ضعيفة بين الجزيئات. الشكل (٣-٢٦). يكون ثنائي القطب موجوداً في شكل دائم في بعض الجزيئات، والجزيئات التي تمتلك ثنائي قطب دائم تسمى جزيئات قطبية.



الشكل ٣-٢٦ قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم في البروبانون (الأسيتون).

مصطلحات علمية

قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم Permanent dipole-permanent dipole forces (pd-pd forces):

قوى جذب تنشأ بين الجزيئات القطبية تنتج من ثنائيات أقطاب دائمة في الجزيئات.



الصورة ٣-٥ انحراف مسار الماء بواسطة مشط من النايلون مشحون كهربائياً.

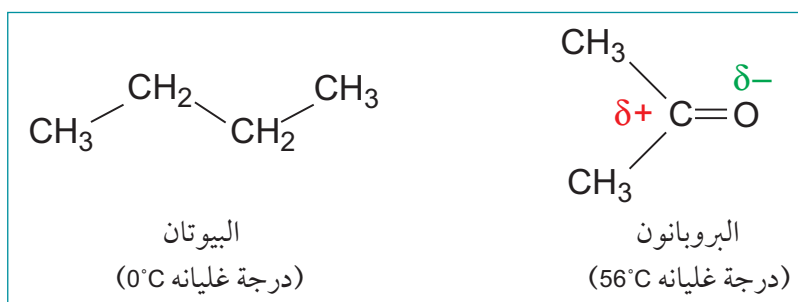
سوف يجذب خيط سائل رفيع يحتوي على جزيئات ثنائية (ماء مثلاً) نحو ساق أو مشط بلاستيكي مشحون كهربائياً (يمكن شحن الساق عن طريق فركه بقطعة ثياب صوفية). تُوضح الصورة (٣-٥) نتيجة هذه التجربة.

تكون الجزيئات منجذبة دائماً إلى الساق المشحونة، سواء أكانت هذه الساق تحمل شحنة سالبة أم موجبة. وذلك لأن الجزيئات تمتلك كلا الطرفين المشحونين بشحنة موجبة وشحنة سالبة.

بالنسبة إلى الجزيئات الصغيرة التي تمتلك الكتلة الجزيئية نفسها، غالباً ما تكون قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم أقوى من قوى ثنائي القطب اللحظي- ثنائي القطب المستحث.

فعلى سبيل المثال، يمتلك البروبانول (CH_3COCH_3 ، $M_r = 58$) درجة غليان أعلى من البيوتان ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ ، $M_r = 58$). وهذا يعني أن الطاقة اللازمة لكسر القوى الموجودة بين جزيئات البروبانول أكبر من الطاقة اللازمة لكسر القوى الموجودة بين جزيئات البيوتان.

تكون قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم الموجودة بين جزيئات البروبانول قوية بشكل كاف لجعل هذه المادة في الحالة السائلة عند درجة حرارة الغرفة. في المقابل لا يوجد سوى قوى ثنائي القطب اللحظي- ثنائي القطب المستحث بين جزيئات البيوتان. هذه القوى ضعيفة نسبياً، وبالتالي يكون البيوتان على هيئة غاز عند درجة حرارة الغرفة (الشكل ٣-٢٧).



الشكل ٣-٢٧ يوضح الاختلاف في درجتي غليان البيوتان والبروبانول الناتج عن القوى الموجودة بين الجزيئات في كل منهما.

سؤال

١٤ يمتلك كل من البروم (Br_2)، وأحادي كلوريد اليود (ICI) العدد نفسه من الإلكترونات. غير أن درجة غليان أحادي كلوريد اليود أكبر بما يقارب 40°C من درجة غليان البروم. اشرح هذا الاختلاف.

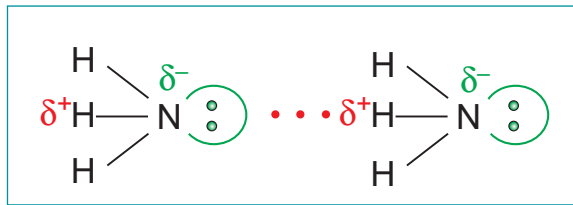
٧-٣ الرابطة الهيدروجينية

تعدّ الرابطة الهيدروجينية النوع الأقوى من الروابط بين الجزيئات. وهي أحد أنواع الترابط ثنائي القطب الدائم-ثنائي القطب الدائم.

ولكي يحدث الترابط الهيدروجيني بين جزيئين، نحتاج إلى:

- جُزيء أول يحتوي على ذرّة هيدروجين مرتبطة تساهمياً في (F)، أو (O)، أو (N) (الذرات الثلاث الأعلى سالبية كهربائية).
- جُزيء ثانٍ يحتوي على ذرّة (F)، أو (O)، أو (N) مع توافر زوج حر من الإلكترونات.

عندما تكون ذرّة هيدروجين مرتبطة تساهمياً في ذرّة ذات سالبية كهربائية مرتفعة، تكون الرابطة شديدة الاستقطاب. وتكون الشحنة ($\delta+$) الموجودة على ذرّة الهيدروجين مرتفعة بشكل كافٍ لكي تتكوّن رابطة مع زوج إلكترونات منفرد موجود على ذرّة (F)، أو (O)، أو (N) في جُزيء مجاور (الشكل ٣-٢٨).



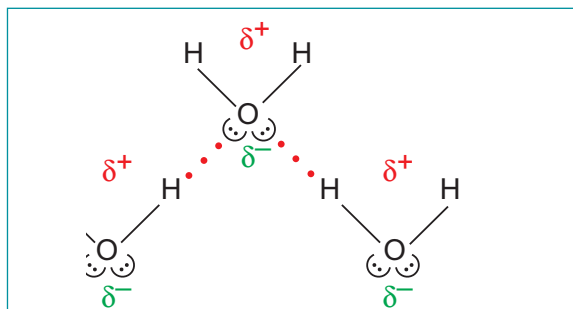
الشكل ٣-٢٨ الرابطة الهيدروجينية بين جزيئي أمونيا. يتم تمثيل الرابطة الهيدروجينية بخط متقطع (خط نقطي).

تبلغ قوة الجذب في الرابطة الهيدروجينية حوالي $\frac{1}{10}$ من قوة الرابطة التساهمية العادية. وبالنسبة إلى القوة القصوى للرابطة، فإن الزاوية بين الرابطة التساهمية لذرّة الهيدروجين والرابطة الهيدروجينية Hydrogen bond عادة ما تساوي 180° .

ويعتمد متوسط عدد الروابط الهيدروجينية المتكونة لكل جُزيء إما على:

- عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة في ذرّة (F)، أو (O)، أو (N) في الجُزيء.
- عدد أزواج الإلكترونات المنفردة الموجودة على (F)، أو (O)، أو (N).

يمتلك الماء ذرتي هيدروجين، ويحتوي على زوجين منفردين من الإلكترونات في كل جُزيء (الشكل ٣-٢٩). يمتلك الماء في المتوسط رابطتين هيدروجينيتين لكل جُزيء.



الشكل ٣-٢٩ الروابط الهيدروجينية في جزيء الماء.

مصطلحات علمية

الرابطة الهيدروجينية

Hydrogen bond:

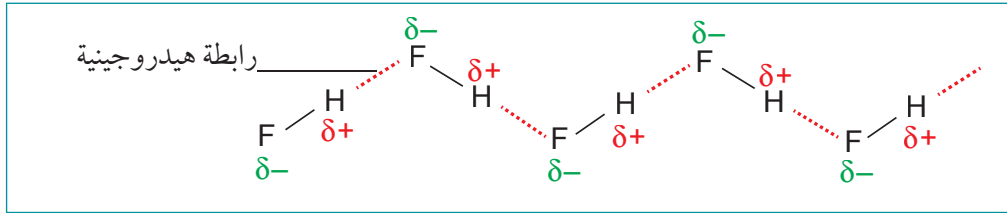
هي رابطة تتشأ بين المركبات التي تحتوي على ذرة هيدروجين متحدة مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية مرتفعة مثل الفلور أو الأكسجين أو النيتروجين.

مهم

الرابطة الهيدروجينية هي النوع الأقوى من القوى بين-الجزيئات، ولكنها أضعف من الروابط التساهمية. وتعد نوعاً قوياً من قوى ثنائي القطب الدائم-ثنائي القطب الدائم (pd-pd forces).

إلا أن جزيء الأمونيا يرتبط بروابط هيدروجينية على نطاق أضيّق من الماء حيث يكوّن رابطة هيدروجينية واحدة فقط لكل جُزيء (الشكل ٣-٢٩). فعلى الرغم من أن كل جُزيء أمونيا يمتلك ثلاث ذرّات هيدروجين مرتبطة بذرة النيتروجين، إلا أنه يحتوي على زوج منفرد واحد فقط من الإلكترونات يمكنه أن يسهم في تكوين رابطة هيدروجينية واحدة فقط، أي عدد روابط هيدروجينية أقل من تلك التي يكوّنها جزيء الماء.

وتكوّن الروابط الهيدروجينية أيضاً بين جزيئات فلوريد الهيدروجين، كما في الشكل (٣-٣٠). على الرغم من أن ذرة الفلور تحتوي على ثلاثة أزواج منفردة من الإلكترونات، إلا أن كل ذرة الهيدروجين يمكن أن تشكل رابطة هيدروجينية واحدة فقط، لذلك فإن فلوريد الهيدروجين ليس مرتبطاً بالهيدروجين على نطاق واسع مثل الماء.



الشكل ٣-٣٠ الروابط الهيدروجينية بين جزيئات فلوريد الهيدروجين.

سؤال

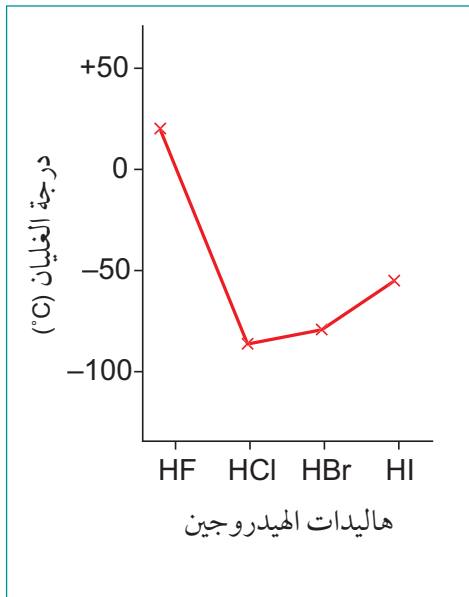
١٥ ارسم مخططات توضح الروابط الهيدروجينية بين الجزيئات الآتية:

- الإيثانول والماء.
- الأمونيا والماء.
- فلوريد الهيدروجين.

تأثير الرابطة الهيدروجينية على درجة الغليان

تمتلك بعض المركبات درجات غليان أكبر من تلك المتوقعة لها. ويمكن أن يُعزى ذلك إلى الرابطة الهيدروجينية. يُوضح الشكل (٣-٣١) تمثيلاً بيانياً لدرجات غليان هاليدات الهيدروجين: (HF) و (HCl) و (HBr) و (HI) مقابل موقع الهالوجين في الجدول الدوري.

إن الارتفاع في درجات الغليان من (HCl) إلى (HI) سببه ازدياد عدد الإلكترونات في ذرّات الهالوجين عندما تتحرك من الأعلى إلى الأسفل عبر المجموعة. وهذا يؤدي إلى ازدياد قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث مع ازدياد حجم الجُزيء. فلو أن فلوريد الهيدروجين كان يمتلك فقط قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث بين جزيئاته، لأمكننا أن نتوقع أن درجة غليانه تكون نحو 90°C . غير أن درجة غليان فلوريد الهيدروجين أعلى من القيمة المتوقعة بكثير، وهي تساوي 20°C . وهذا بسبب القوى الأشد للرابطة الهيدروجينية بين الجزيئات في (HF).



الشكل ٣-٣١ تدرج درجات غليان هاليدات الهيدروجين.

أسئلة

١٧) يحتوي الجدول الآتي على درجات غليان بعض مركبات الهيدروجين لعناصر من المجموعة (V).

المركب	درجة الغليان (°C)
الأمونيا (NH ₃)	-33.3
الفوسفين (PH ₃)	-87.7
الآرسين (AsH ₃)	-62.5
الستيبين (SbH ₃)	-17.0

أ. اشرح نمط التدرج في درجات الغليان من الفوسفين إلى الستيبين.

ب. اشرح سبب عدم اتباع درجة غليان الأمونيا نمط التدرج هذا.

١٦) قِيم درجات غليان مركبات الهيدروجين مدرجة في الجدول الآتي:

المركب	NH ₃	PH ₃	AsH ₃
درجة الغليان (°C)	-33.3	-87.7	-62.5

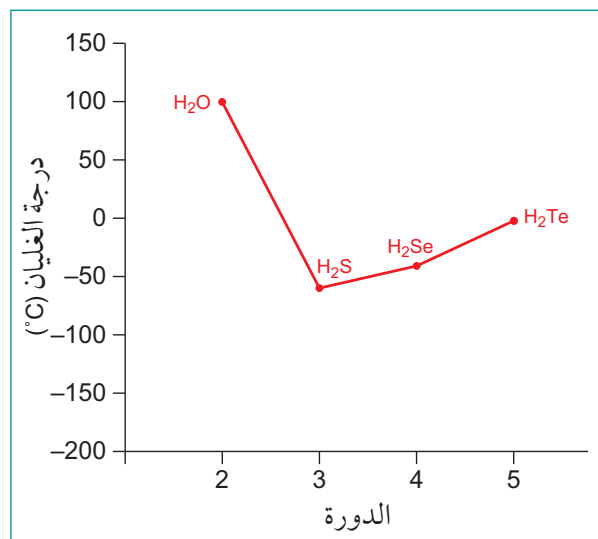
أ. اشرح اتجاه التغير في درجة الغليان من (NH₃) إلى (AsH₃).

ب. اشرح لماذا سبب كون درجة غليان (NH₃) أعلى بكثير من درجة غليان (PH₃).

الخصائص المميزة للماء

درجة الغليان

يمتلك الماء درجة غليان أعلى من القيمة المتوقعة له، وذلك بسبب الروابط الهيدروجينية التي يكوّنها على نطاق واسع. ويوضّح الشكل (٣-٣٢) درجة غليان الماء ومركبات الهيدروجين لعناصر المجموعة (VI) الأخرى.



الشكل ٣-٣٢ التمثيل البياني لدرجات غليان مركبات الهيدروجين لعناصر من المجموعة (VI) مقابل الدورة.

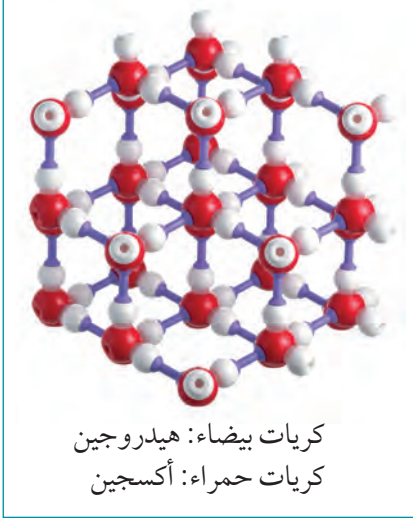
ويعود سبب الارتفاع في درجات الغليان من (H₂S) إلى (H₂Te) إلى ازدياد عدد الإلكترونات في ذرات عناصر المجموعة (VI) عند الاتجاه من الأعلى إلى الأسفل عبر المجموعة. إذ يؤدي ذلك إلى ازدياد قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث كلما ازداد حجم الجزيئات. ولو أنّ الماء كان يمتلك فقط قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث بين جزيئاته، لتوقعنا أن تكون درجة غليانه نحو 70 °C تقريباً. إلا أن درجة غليان الماء أعلى من هذه القيمة بكثير؛ وذلك يعود إلى وجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء، وهي النوع الأقوى بين قوى ثنائي القطب الدائم-ثنائي القطب الدائم. لذا نحتاج إلى الكثير من الطاقة لكسر الروابط بين جزيئات الماء بالمقارنة مع مركبات الهيدروجين لعناصر المجموعة (VI) الأخرى.

التوتر السطحي واللزوجة

يملك الماء توترًا سطحيًا ولزوجة مرتفعين نسبيًا نتيجة وجود الرابطة الهيدروجينية، حيث تعمل هذه الروابط على تقليل قدرة جزيئات الماء على الانزلاق بعضها فوق بعض، الأمر الذي يجعل لزوجة الماء مرتفعة. كما تعمل الروابط الهيدروجينية على تقليص حجم قطرات الماء لتصبح كروية، الأمر الذي يجعل التوتر السطحي للماء أكبر من العديد من السوائل الأخرى.

كثافة الماء

تكون معظم المواد الصلبة أكثر كثافة من سوائها، وذلك لأن جزيئاتها تكون متراسة وأكثر تقاربًا بعضها من بعض في الحالة الصلبة. لكن هذا مختلف بالنسبة إلى الماء. ففي الجليد، توجد شبكة ثلاثية الأبعاد من جزيئات الماء المترابطة هيدروجينيًا. وهذا يُنتج شبكة صلبة قاسية تكون فيها كل ذرة أكسجين كما يبين الشكل (٣-٣٣) محاطة برباعي أوجه من ذرات الهيدروجين. ويُعزى هذا الترتيب إلى أطوال الروابط الهيدروجينية الطويلة نسبيًا، ما يسمح لجزيئات الماء (الجليد) بأن تكون متباعدة بعضها عن بعض، أكثر قليلًا مما هي عليه في الماء السائل كما تبين الصورة (٣-٦). لذا تكون كثافة الجليد أقل من كثافة الماء السائل.



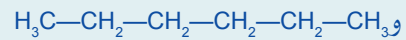
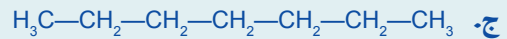
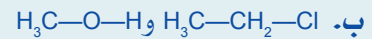
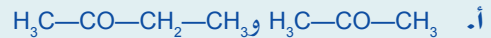
الشكل ٣-٣٣ نموذج جزيئي للجليد.



الصورة ٣-٦ يطفو الجليد على سطح الماء.

سؤال

١٨ في كل من أزواج المواد السائلة الآتية، أي زوج يمتلك قوى فان دير فال الأقوى؟



٨-٣ الروابط والخصائص الفيزيائية

تُعدّ الروابط الأيونية والتساهمية والفلزية روابط قوية؛ أمّا القوى بين-الجزيئات فتتراوح ما بين $\frac{1}{10}$ و $\frac{1}{100}$ من قوة الرابطة التساهمية. يؤثر نوع الترابط الموجود بين الذرات، أو الأيونات، أو الجزيئات على الخصائص الفيزيائية لمادة ما .

الحالة الفيزيائية عند درجة حرارة وضغط الغرفة

المركبات الأيونية

تكون المركبات الأيونية صلبة عند درجة حرارة وضغط الغرفة، وذلك:

- لوجود قوى كهروستاتيكية (روابط أيونية) تربط الأيونات السالبة والموجبة معاً.
- لأن الأيونات تكون مرتبة بشكل منتظم في شبكة، بحيث إن الأيونات ذات الشحنات المتعاكسة تكون قريبة بعضها من بعض.

تمتلك المركبات الأيونية درجات انصهار مرتفعة، ودرجات غليان مرتفعة، وتغيّرات كبيرة في المحتوى الحراري للتبخّر. وهي تحتاج إلى طاقة عالية للتغلب على قوى الجذب الكهروستاتيكية الشديدة.

الفلزات

تكون الفلزات، باستثناء الزئبق، صلبة في الظروف العادية. ويمتلك الكثير من الفلزات درجات انصهار مرتفعة، ودرجات غليان مرتفعة، وتغيّرات كبيرة في المحتوى الحراري للتبخّر. وذلك لأنها تحتاج إلى طاقة عالية للتغلب على قوى الجذب الشديدة بين الأيونات الموجبة و"بحر" الإلكترونات غير المتمركزة المحيطة بها.

المركبات التساهمية

تكون المواد المرتبطة تساهمياً، والتي تحتوي على تراكيب جزيئية بسيطة، مثل الماء والأمونيا، في العادة إما سوائل أو غازات، وذلك لأن القوى بين-الجزيئات فيها تكون ضعيفة. وبالتالي فهي لا تحتاج إلى طاقة عالية للتغلب على هذه القوى بين-الجزيئات. لذا تمتلك هذه المواد درجات انصهار منخفضة، ودرجات غليان منخفضة أيضاً، وتغيّرات منخفضة للمحتوى الحراري للتبخّر مقارنة بالمركبات الأيونية. في حين أن بعض المواد المرتبطة تساهمياً يمكن أن تكون صلبة عند درجة حرارة الغرفة: على سبيل المثال، اليود والبولي إيثين.

فعادة ما تحتوي هذه المواد على جزيئات حيث تكون قوى ثنائي القطب اللحظي-ثنائي القطب المستحث الكلية كبيرة جداً. ومع ذلك تبقى درجات انصهار هذه المواد منخفضة نسبياً مقارنة بالمركبات الأيونية أو معظم الفلزات.

مهم

تمتلك التراكيب الضخمة مثل التراكيب الأيونية، والفلزات، والكربون (الجرافيت والماس)، بشكل عام، درجات انصهار مرتفعة، ولكن هذا لا يعطي دليلاً على نوع الترابط فيها؛ أمّا إذا كانت المادة تمتلك درجة انصهار منخفضة، فإن ذلك يُعدّ مؤشراً أفضل على أن الترابط تساهمي داخل الجزيء، وأن هناك قوى جذب فان دير فال ضعيفة بين الجزيئات (قوى بين-الجزيئات).

مهم

تذكّر أن الفلزات لا تمتلك جميعها درجات انصهار مرتفعة. ففلزات المجموعة (I) والزرنيق تمتلك درجات غليان أقل من بعض اللافلزات، لذا لا تستخدم درجات الانصهار المرتفعة كخصائص مميزة للفلزات، إلا إذا كنت تشير فقط إلى العناصر الانتقالية.

الذوبانية

المركبات الأيونية

تكون معظم المركبات الأيونية قابلة للذوبان في الماء. وذلك لأن جزيئات الماء قطبية، وتكون منجذبة إلى الأيونات الموجودة على سطح المركب الأيوني الصلب. تسمى هذه تجاذبات أيون-ثنائي القطب. فتحل هذه التجاذبات محل القوى الكهروستاتيكية الموجودة بين الأيونات، فيتفكك المركب الأيوني وتذوب الأيونات إلى داخل المحلول.

الفلزات

لا تذوب الفلزات في الماء. فقوة الجذب الموجودة بين الأيونات والإلكترونات غير المتمركزة تكون شديدة جداً بالنسبة إلى جزيئات الماء التي لا تستطيع أن تحدث خللاً في تركيب الفلز لتكوين روابط مع الأيونات. ومع ذلك، تتفاعل بعض الفلزات، مثل الصوديوم والكالسيوم، مع الماء عوضاً من الذوبان فيه.

المركبات التساهمية

تقسم المواد المترابطة تساهمياً، والتي تمتلك تراكيب جزيئية بسيطة إلى مجموعتين:

- المواد التي لا تذوب في الماء: إن معظم الجزيئات المترابطة تساهمياً تكون غير قطبية. فلا تجذب جزيئات الماء إليها، لذا فهي لا تذوب؛ ومثال على ذلك اليود.
- المواد التي تذوب في الماء: الجزيئات الصغيرة التي يمكنها أن تكون روابط هيدروجينية مع الماء تذوب بشكل عام فيه؛ ومثال على ذلك الإيثانول (C_2H_5OH).

وتتفاعل بعض المواد المترابطة تساهمياً مع الماء عوضاً من الذوبان فيه. فعلى سبيل المثال يتفاعل كلوريد الهيدروجين مع الماء لتكوين أيونات الهيدروجين (الهيدرونيوم، H_3O^+) وأيونات الكلوريد التي تذوب في الماء. ويتفاعل رباعي كلوريد السيليكون مع الماء لتكوين أيونات الهيدروجين، وأيونات الكلوريد، وثاني أكسيد السيليكون. يسمى هذا النوع من التفاعل **التحليل المائي Hydrolysis**.

مصطلحات علمية

التحليل المائي

Hydrolysis: تفكك مركب ما نتيجة لتفاعله مع الماء. وتستخدم عملية التحليل هذه أيضاً لوصف تفكك مادة ما نتيجة لتفاعلها مع محاليل حمضية أو قلوية مخففة.

التوصيل الكهربائي

المركبات الأيونية

لا توصل المركبات الأيونية الكهرباء عندما تكون في الحالة الصلبة. وذلك لأن الأيونات تكون ثابتة في مواقعها داخل الشبكة، ويمكنها فقط الاهتزاز حول نقطة ثابتة. ولكن عندما يكون مصهوراً أو محلولاً، فإن المركب الأيوني يوصل الكهرباء لأن الأيونات تصبح حرة الحركة.

الفلزات

توصل الفلزات الكهرباء سواء أكانت في الحالة الصلبة أم مصهورة، وذلك لأن الإلكترونات غير المتمركزة تتحرك خلال التركيب الفلزي عند تطبيق جهد كهربائي.

مهم

تذكر أن عملية التوصيل الكهربائي في المركبات الأيونية المصهورة أو المائية ترتبط بوجود أيونات متحركة؛ أما التوصيل الكهربائي في الفلزات فيرتبط بوجود إلكترونات حرة (الإلكترونات غير المتمركزة).

المركبات التساهمية

المواد المترابطة تساهمياً والتي تمتلك تراكيب جزيئية بسيطة لا توصل الكهرباء، وذلك لأنها لا تمتلك أيونات أو إلكترونات متحركة في بنيتها.

سؤال

١٩

اشرح الاختلافات الآتية من حيث نوع الرابطة الموجودة.

أ. يمتلك أكسيد الألومنيوم درجة انصهار تساوي 2980°C بينما يتحوّل كلوريد الألومنيوم إلى بخار عند درجة حرارة تساوي 178°C .

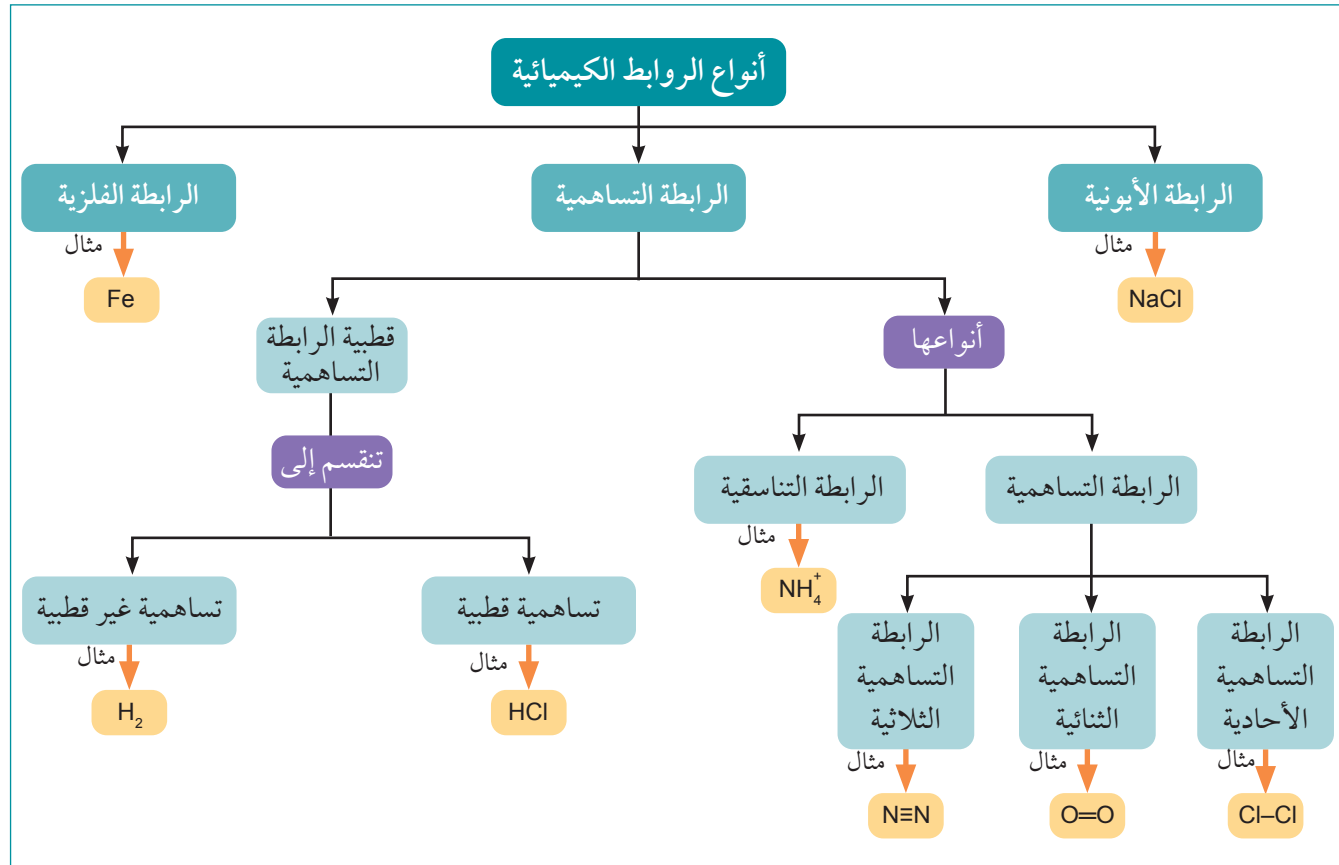
ب. يوصل كلوريد المغنيسيوم الكهرباء عندما يكون مصهوراً، في حين لا يوصلها عندما يكون صلباً.

ج. يوصل الحديد الكهرباء عندما يكون صلباً، في حين أن كلوريد الحديد (II) الأيوني الصلب لا يوصل الكهرباء.

د. تذوب كبريتات الصوديوم في الماء، في حين أن عنصر الكبريت لا يذوب.

هـ. يذوب البروبانول ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) في الماء، في حين أن البروبان ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$) لا يذوب في الماء.

و. يوصل محلول كلوريد الهيدروجين المائي الكهرباء، في حين أن غاز كلوريد الهيدروجين لا يوصل الكهرباء.



الرابطة الأيونية هي قوة الجذب الكهروستاتيكية بين أيونات ذات شحنات متعاكسة (كاتيونات وأنيونات)؛ أما الرابطة التساهمية فهي قوة الجذب الكهروستاتيكية التي تنشأ بين نواتي ذرتين وزوج مشترك واحد (أو أكثر) من الإلكترونات.

الرابطة الفلزية هي قوة الجذب الكهروستاتيكية بين أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات غير المتمركزة.

نظرية تنافر أزواج الإلكترونات في مستويات طاقة التكافؤ (VSEPR) تتيح توقع قيم زوايا الروابط الموجودة داخل الجزيئات وأشكال هذه الجزيئات من طريق تنافر أزواج الإلكترونات المنفردة أو تنافر أزواج إلكترونات الروابط.

وصف الترابط من حيث تداخل الأفلاك الذرية، وتكوين روابط سيجما (σ)، وروابط باي (π)، وتهجين الأفلاك الذرية.

تتكوّن روابط سيجما (σ) التداخل رأس-رأس للأفلاك الذرية. تتكوّن روابط (π) من خلال التداخل الجانبي للأفلاك p المتجاورة.

تتكوّن الأفلاك المهجنة عندما تتداخل الأفلاك s و p.

طاقة الرابطة هي الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من رابطة تساهمية معيّنة لمادة موجودة في الحالة الغازية. وتقاس طاقة الرابطة بوحدة، kJ/mol.

السالبية الكهربائية هي قدرة ذرة مرتبطة تساهمياً مع ذرة أخرى على جذب إلكترونات الرابطة نحوها، ودورها في تحديد قطبية الروابط والجزيئات.

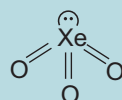
تصنيف قوى فان دير فال على أنها قوى ثنائي قطب لحظي-ثنائي قطب مستحث (ضعيفة جداً)، وقوى ثنائي قطب دائم-ثنائي قطب دائم (أقوى قليلاً)، وروابط هيدروجينية (الأقوى). قوى فان دير فال أضعف من الروابط التساهمية أو الأيونية أو الفلزية.

علاقة بعض الخصائص الفيزيائية للمركبات الأيونية والجزيئات التساهمية البسيطة والفلزات بنوع الروابط الموجودة فيها.

١ يُوضّح الجدول الآتي الأعداد الذرية ودرجات الغليان لبعض الغازات النبيلة.

الغاز	الهيليوم	النيون	الأرغون	الكريبتون	الزينون
العدد الذري	2	10	18	36	54
درجة الغليان (°C)	-269	-246	-186	-153	-107

- أ. فسر نمط التدرج لدرجات الغليان في ضوء القوى بين الذرات.
- ب. يترابط الزينون (Xe) مع الفلور (F) ليكون عدداً من المركبات التساهمية:
١. عرّف مفهوم الرابطة التساهمية.
 ٢. ارسم مخطط التمثيل النقطي لمركب رباعي فلوريد الزينون (XeF_4).
 ٢. تتبأ بشكل المركب (XeF_4). اشرح إجابتك.
- ج. تركيب ثلاثي أكسيد الزينون (XeO_3). موضح أدناه:



١. بالإشارة إلى أزواج الإلكترونات، اشرح سبب امتلاك ثلاثي أكسيد الزينون هذا الشكل.
٢. ارسم تركيباً لثلاثي أكسيد الزينون توضح فيه الشحنات الجزئية على الذرات، واتجاه ثنائي القطب في الجزيء.

- ٢ يُعدّ كل من كلوريد الألومنيوم ($AlCl_3$) والأمونيا (NH_3)، جزيئين تساهميين.
١. ارسم مخططاً بيانياً لجزيء الأمونيا، موضحاً فيه شكل هذا الجزيء. وضح أية أزواج منفردة من الإلكترونات.

٢. اذكر قيمة زاوية الروابط $H-N-H$ في جزيء الأمونيا.

ب. اشرح سبب اعتبار الأمونيا جزيئاً قطبياً.

- ج. يمكن أن يندمج جزيء أمونيا وجزيء من كلوريد الألومنيوم معاً من طريق تكوين رابطة تناسقية.
١. اشرح كيف تتكون الرابطة التناسقية.

٢. ارسم مخطط التمثيل النقطي لتوضيح الترابط في المركب المتكوّن بين الأمونيا وكلوريد الألومنيوم، (H_3NAICl_3). (استخدم "•" لتمثيل إلكترونات النيتروجين، و"o" لتمثيل إلكترونات الألومنيوم، و"x" لتمثيل إلكترونات الهيدروجين والكلور).

- د. يندمج جزيئان من كلوريد الألومنيوم ($AlCl_3$) معاً لتكوين مركب صيفته (Al_2Cl_6). ارسم الصيغة التي توضح الذرات والروابط جميعها لشرح الترابط في جزيء (Al_2Cl_6) واحد.
- وضح الروابط التناسقية باستخدام أسهم.

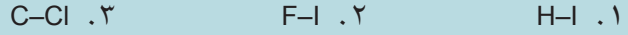
٣ يمكن استخدام السالبية الكهربائية لتوقع قطبية الروابط.

أ. عرّف مفهوم السالبية الكهربائية.

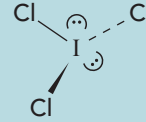
ب. تضم القائمة أدناه قيم السالبية الكهربائية لبعض الذرات:

$$(H = 2.20, C = 2.55, F = 3.98, Cl = 3.16, I = 2.66)$$

استخدم هذه القيم لتوقع قطبية كل من الروابط الآتية، بإضافة ($\delta+$)، أو ($\delta-$) فوق كل ذرة.



ج. الشكل الآتي يمثل ثلاثي كلوريد اليود، (ICl_3):



استخدم قيم السالبية الكهربائية المذكورة أعلاه لشرح كيف تعرف أن ثلاثي كلوريد اليود هو مركب تساهمي.

د. يُعدّ رباعي كلوروميثان (CCl_4) جزيئاً غير قطبي.

١. ارسم مخططاً لتوضيح شكل هذا الجزيء.

٢. اشرح سبب اعتبار هذا الجزيء غير قطبي.

٤ يوجد الميثان (CH_4) في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة.

أ. لماذا يكون الميثان في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة؟ اشرح إجابتك.

ب. ارسم مخططاً لتوضيح شكل جزيء الميثان. وضح على مخططك قيمة زاوية الروابط (HCH).

٥ تنتشر رائحة العطور بسهولة لأنها تتكوّن من مواد قابلة للتبخّر، وبالتالي يمكن لجزيئات هذه العطور

أن تصل إلى الأنف حيث يمكن شمها. تحتوي العطور في الغالب على جزيئات تمتلك تراكيب جزيئية بسيطة. اشرح السبب.

ب. عند وضع ساق بلاستيكية تحمل شحنة سالبة بجانب سيلان خيطي رفيع من البروبانول (CH_3COCH_3)

ينجذب سيلان البروبانول نحو هذه الساق.

ارسم التركيب الكامل لجزيء البروبانول، واستخدم مخططك لشرح سبب انجذاب سيلان البروبانول نحو الساق البلاستيكية.

٦ يوديد الصوديوم وأكسيد الماغنيسيوم مركبان أيونيان؛ أمّا اليود والأكسجين فهما جزيئان تساهميان.

أ. صف كيف تختلف ذوبانية كل من يوديد الصوديوم واليود في الماء. اشرح إجابتك.

ب. تبلغ درجة غليان يوديد الصوديوم $1304^\circ C$ ، أمّا درجة غليان اليود فتساوي $184^\circ C$. اشرح هذا الاختلاف.

ج. تبلغ قيم باولينج للسالبية الكهربائية لكل من الصوديوم واليود:

$$\text{الصوديوم} = 0.93, \text{ واليود} = 2.66.$$

استخدم قيم السالبية الكهربائية هذه لشرح سبب اعتبار يوديد الصوديوم مركبًا أيونيًا وليس مركبًا تساهميًا.

٧ يُعدّ كبريتيد الهيدروجين (H_2S) مركبًا تساهميًا.

أ. ارسم مخطط التمثيل النقطي لكبريتيد الهيدروجين.

ب. ارسم مخططًا لجزيء كبريتيد الهيدروجين لتوضيح شكله. وضح على مخطئك:

١. قيمة زاوية الروابط في كبريتيد الهيدروجين.

٢. الشحنات الجزئية على كل ذرة على هيئة $(\delta+)$ ، و $(\delta-)$.

٣. اتجاه السهم الصحيح لثنائي القطب في الجزيء ككل.

ج. يوجد الأكسجين (O) والكبريت (S) والسيلينيوم (Se) في المجموعة نفسها في الجدول الدوري.

١. اشرح سبب امتلاك سيلينيد الهيدروجين (H_2Se) درجة غليان أعلى من كبريتيد الهيدروجين (H_2S).

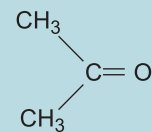
٢. اشرح السبب في أن درجة غليان الماء أعلى بكثير من درجة غليان كبريتيد الهيدروجين.

٨ أ. يترايط الماء هيدروجينيًا على نطاق واسع. ما يجعله يتمتع بخصائص غير اعتيادية ومميزة.

١. يكون الجليد أقل كثافة من الماء السائل، وضح السبب.

٢. اذكر خاصيتين غير اعتياديتين ومميزتين للماء.

ب. يمتلك البروبانول التركيب الموضح أدناه:



عندما يذوب البروبانول في الماء، فإنه يكوّن رابطة هيدروجينية معه.

صف الميزات التي تمتلكها جزيئات الماء والبروبانول وتسمح بتكوين رابطة هيدروجينية.

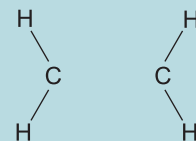
ج. ارسم مخططًا يوضح تكوين رابطة هيدروجينية بين جزيء البروبانول وجزيء الماء.

د. يمتلك البروبانول رابطة ثنائية. إحداها هي رابطة سيجمما (σ)، والأخرى هي رابطة باي (π).

اشرح الفرق بين الرابطة سيجمما (σ) والرابطة باي (π) من حيث كيفية تكوّن كل منهما.

هـ. أكمل المخطط أدناه، مع كتابة العناوين المناسبة عليه، لتوضيح شكل السحابة الإلكترونية في كل من

الرابطة سيجمما (σ) والرابطة باي (π) الموجودتين بين ذرتي الكربون في الإيثين.



قائمة تقييم ذاتي

بعد دراسة هذه الوحدة، أكمل الجدول كالاتي.

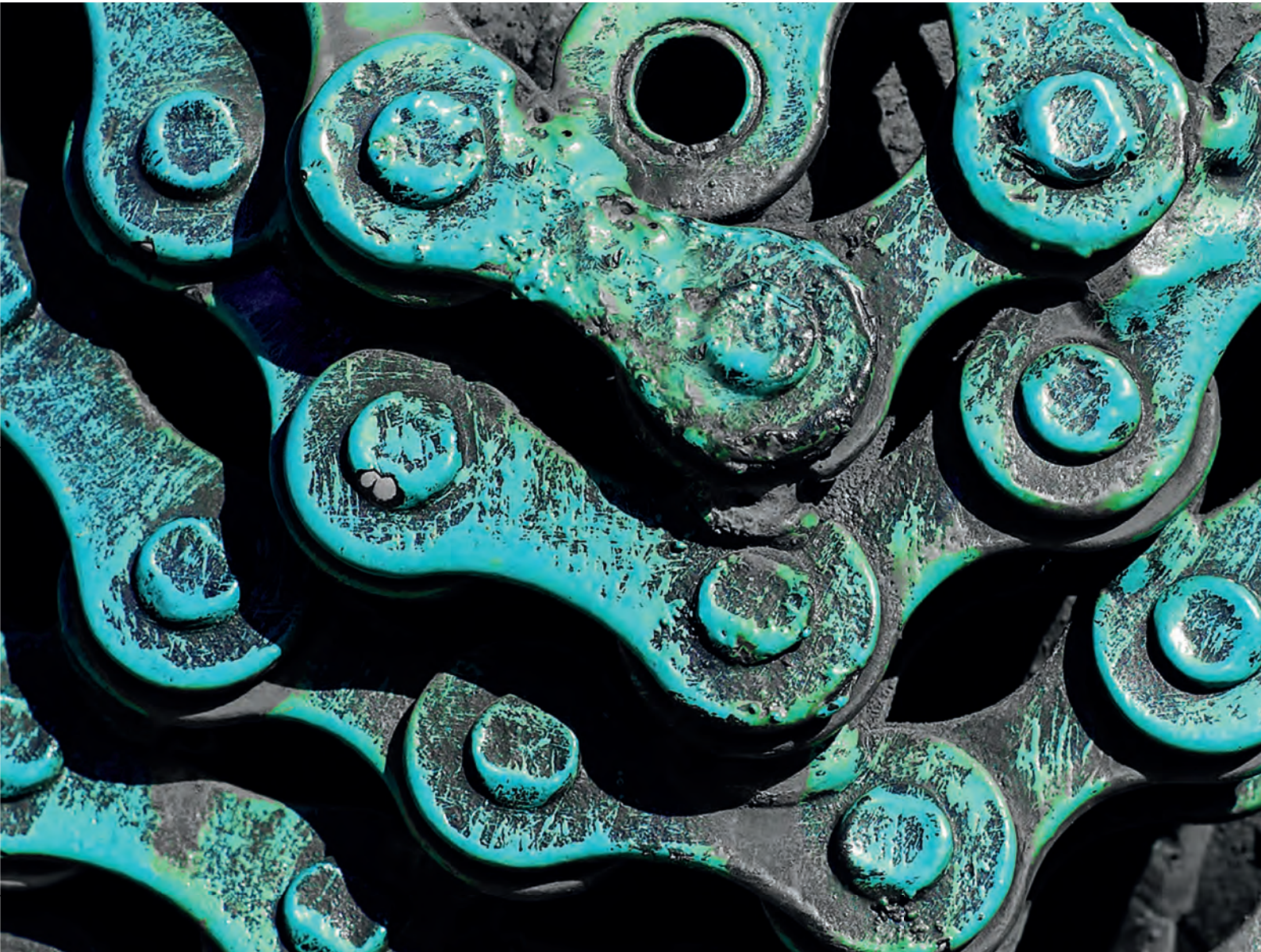
أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	أتمكّن إلى حدّ ما	أستعدّ للمضي قدماً
أُعرّف الرابطة الأيونية وأصف الترابط الأيوني في: أ. كلوريد الصوديوم. ب. أكسيد الماغنيسيوم. ج. فلوريد الكالسيوم.	١-٣			
أُعرّف الرابطة التساهمية، وأصفها في كل مما يلي: أ. الهيدروجين ب. الأكسجين ج. النيتروجين د. الكلور هـ. كلوريد الهيدروجين و. ثاني أكسيد الكربون ز. الأمونيا ح. الميثان ط. الإيثان ي. الإيثين	١-٣			
أصف كيف يمكن أن تتجاوز بعض ذرّات الدورة 3 قاعدة الثمانيات، لتكوين مركّبات مثل ثنائي أكسيد الكبريت وخماسي كلوريد الفوسفور وسداسي فلوريد الكبريت.	١-٣			
أصف الرابطة التناسقية (الرابطة التساهمية الممنوحة) الموجودة في أيونات مثل (NH_4^+) ، وجزيئات مثل (Al_2Cl_6) .	١-٣			
أصف الرابطة الفلزية.	١-٣			
أصف الأشكال وزوايا الروابط في الجزيئات الآتية وأشرحها، مستخدماً نظرية تناظر أزواج إلكترونات مستويات طاقة التكافؤ (VSEPR): أ. BF_3 ب. CO_2 ج. CH_4 د. NH_3 هـ. H_2O و. SF_6 ز. PF_5	٢-٣			
أتوقع الأشكال وزوايا الروابط في جزيئات وأيونات أخرى، مشابهة لتلك الواردة أعلاه.	٢-٣			
أصف الرابطة التساهمية من حيث تداخل الأفلاك، وتكوين روابط سيجما (σ)، وروابط باي (π).	٣-٣			
أصف كيف تتكون الرابطة سيجما (σ) والرابطة باي (π) في: أ. H_2 ب. C_2H_6 ج. C_2H_4 د. HCN هـ. N_2	٣-٣			
أصف تهجين الأفلاك الذرية لتكوين الأفلاك المهجّنة sp^3 ، و sp^2 ، و sp	٣-٣			

أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	أتمكّن إلى حدّ ما	أستعدّ للمضي قدماً
أُعرّف المصطلحين: طاقة الرابطة وطول الرابطة، وأستخدمهما لمقارنة تفاعلات الجزيئات التساهمية.	٤-٣			
أُعرّف السالبية الكهربائية وأشرح العوامل المؤثرة في قيم السالبية الكهربائية للعناصر.	٥-٣			
أُشرح أنماط التدرج في السالبية الكهربائية عبر الدورة من اليسار إلى اليمين وعبر المجموعة من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري.	٥-٣			
أستخدم الفرق في قيم باولينج للسالبية الكهربائية لأتوقع ما إذا كان مركب ما يمتلك روابط أيونية أو تساهمية.	٥-٣			
أصف الأنواع المختلفة من القوى بين-الجزيئية (قوى فان دير فال) على أنها ناتجة إمّا من ثنائيات أقطاب لحظية (آنيّة) أو من ثنائيات أقطاب دائمة وأفهمها.	٦-٣			
أصف الرابطة الهيدروجينية.	٧-٣			
أشرح، من حيث الترابط الهيدروجيني، الخصائص غير الاعتيادية (الاستثنائية) للماء: <ul style="list-style-type: none"> • الانخفاض النسبي لكثافة الجليد مقارنة بالماء السائل • درجة الانصهار المرتفعة نسبياً • درجة الغليان المرتفعة نسبياً • التوتر السطحي المرتفع نسبياً 	٧-٣			
أصف القوة النسبية للروابط الأيونية والتساهمية والفلزية مقارنة بالقوى بين-الجزيئية.	٨-٣			

الوحدة الرابعة <

تفاعلات الأكسدة-اختزال

Redox Reactions



- ١-٤ يفهم مصطلح عدد التأكسد وقواعد حساب أعداد التأكسد .
- ٢-٤ يحسب عدد التأكسد لعنصر ما موجود في مركب أو أيون .
- ٣-٤ يستخدم الأرقام الرومانية للإشارة إلى قيمة عدد تأكسد عنصر ما في مركبه .
- ٤-٤ يستنتج الصيغة الكيميائية من اسم المركب الذي يتضمن رقماً رومانياً .
- ٥-٤ يشرح مصطلحات تفاعلات الأكسدة والاختزال وأكسدة-اختزال وتفاعل الأكسدة والاختزال الذاتي (عدم التناسب) في ضوء انتقال الإلكترونات والتغيرات في أعداد التأكسد .
- ٦-٤ يشرح المصطلحين العامل المؤكسد والعامل المختزل ويستخدمهما .
- ٧-٤ يستخدم التغيرات في أعداد التأكسد لوزن المعادلات الكيميائية .

قبل أن تبدأ بدراسة الوحدة

١. اكتب تعريفات الأكسدة والاختزال التي تعرفها. قارن التعريفات الخاصة بك بتعريفات طلبة آخرين. ناقش مع زملائك ما يمكن أن يُعدّ الأصلح من تعريفات الأكسدة والاختزال.
٢. تبادل الأدوار مع زملائك، اختر معادلة أكسدة-اختزال من الكتاب المدرسي، وشرح كيف تعرف أن أيّ مركب أو عنصر هو الذي تأكسد، وأيّا منها هو الذي اختزل.
٣. قم بإعداد قائمة تتضمن عوامل مؤكسدة وعوامل مختزلة. قارن القائمة الخاصة بك بالقوائم التي أعدها طلبة آخرون. هل يحتمل أن تكون قد نسيت بعض العوامل المدونة؟
٤. زن بعض المعادلات الأيونية التي تتضمنها الوحدة ٢ من هذا الكتاب.
٥. قم بإعداد قائمة بالمركبات التي تتضمن أعداد التأكسد بالأرقام الرومانية، مثل (II)، (IV) قارن قائمتك بالقوائم التي أعدها زملاؤك في الفصل.

العلوم ضمن سياقها



الصورة ٤-١ تصيح هذه العدسات فوتوكرومية، داكنة عند تعرّضها لضوء قوي.

تعتمد سرعة تفاعل الأكسدة-اختزال هذه على درجة الحرارة. فعند درجات الحرارة المرتفعة جداً، تصبح النظارات داكنة بسرعة أكبر، لكنها لا تبلغ مرحلة الحماية الكاملة؛ أمّا عند درجات الحرارة المنخفضة جداً، فتتطلب النظارات وقتاً أطول لتصبح معتمة بنسبة قليلة. ومع ذلك، تستغرق مدة زمنية أطول لتعود شفافة من جديد.

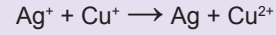
ومؤخراً، تمّ تصنيع عدسات فوتوكرومية بلاستيكية، تعتمد على التغير في بنية الجزيئات المعقدة الموجودة فيها بدلاً من تفاعلات الأكسدة-اختزال.

عدسات ذاتية التعقيم (تتلون عند تعرّضها للضوء)

يستحوذ الزجاج على تركيب شبكي مفتوح يتكون من ذرات سيليكون وأكسجين مرتبطة تساهمياً. إذا أضفنا كمية ضئيلة جداً من كلوريد الفضة وكلوريد النحاس (I) إلى الزجاج، يمكننا تغيير خصائصه، بحيث يبقى شفافاً عندما يتعرّض إلى ضوء ضعيف، ولكنه يصبح داكناً إذا تعرّض إلى ضوء قوي.

يمكن استخدام هذا الزجاج الفوتوكرومي لصناعة عدسات النظارات التي تصبح داكنة وقائمة أكثر كلما امتصت المزيد من الأشعة فوق البنفسجية (الصورة ٤-١). وتكون مركبات كلوريد الفضة وكلوريد النحاس (I) موجودة بتركيز منخفض، بحيث يسمح للزجاج بتمرير الضوء.

وعندما يكون الضوء قوياً، تؤدّي الأشعة فوق البنفسجية إلى حدوث تفاعل أكسدة-اختزال بين أيونات الفضة وأيونات النحاس (I)، وفقاً للمعادلة الآتية:



تعكس الفضة الناتجة الضوء عن الزجاج، بحيث تقلّ كمية الضوء النافذ من خلاله، فتصبح العدسات داكنة. وبالتالي تصل كمية أقل من الأشعة فوق البنفسجية إلى العين، ما يسمح بحمايتها، حيث إن وصول الكثير من الأشعة فوق البنفسجية إلى العين يسبب تلف شبكية العين، وإعتام عدستها (المياه الزرقاء، ضبابية عدسات العين)، فضلاً عن سرطان الجلد. وعندما نعود إلى الظل، تُؤكسد أيونات النحاس (II) الفضة وتحولها إلى أيونات فضة، لتعود العدسات شفافة مرة أخرى. تستغرق عملية التعقيم في ضوء ساطع أقل من دقيقة واحدة، في حين أنّ العملية العكسية تستغرق من دقيقتين إلى 5 دقائق.

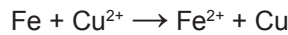
٤-١ أعداد التأكسد

لقد درست سابقاً تفاعلات الأكسدة والاختزال وكيفية وزن معادلات هذه التفاعلات (انظر الصف العاشر-الوحدة ٦). لا بد أنك تتذكر التعريفات الآتية: **الأكسدة Oxidation** هي عملية فقد إلكترونات من قبل جسيم ما (ذرة أو أيون أو جزيء) **الاختزال Reduction** هي عملية كسب إلكترونات من قبل جسيم ما (ذرة أو أيون أو جزيء)، ولأن التفاعلين يحدثان في الوقت نفسه، فإنه يطلق عليهما اسم **تفاعل أكسدة-اختزال Redox reaction**.

ولمعرفة ما إذا حدث أكسدة أو اختزال لجسيم ما أثناء التفاعل الكيميائي أم لم يحدث ذلك، ينبغي تحديد:

- انتقال الإلكترونات
- التغيير في أعداد التأكسد

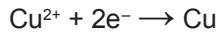
ففي تفاعلات الأكسدة-اختزال يتم فقد إلكترونات من قبل أحد الجسيمات (أكسدة)، وكسب هذه الإلكترونات من قبل جسيم آخر (اختزال)، وخلال هذه العملية يتم انتقال الإلكترونات من **المادة المؤكسدة Oxidized substance** إلى **المادة المختزلة Reduced substance**. على سبيل المثال، يتفاعل فلز الحديد (Fe)، مع محلول أيونات النحاس (II) (Cu^{2+})، لتكوين أيونات الحديد (II) (Fe^{2+})، وفلز النحاس (Cu)، وفق المعادلة الآتية:



- تفقد كل ذرة حديد إلكترونين لتكوين أيون (Fe^{2+})، الأمر الذي يعني أن ذرات الحديد قد تأكسدت. ويمكننا كتابة **نصف-المعادلة Half-equation** وفق الآتي:

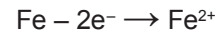


- يكتسب كل أيون نحاس (II) إلكترونين، الأمر الذي يعني أن أيونات النحاس قد اختزلت. ويمكننا كتابة **نصف-المعادلة** وفق الآتي:



مهم

يمكن كتابة نصف-المعادلة كالاتي (مثلاً):



مصطلحات علمية

الأكسدة Oxidation: عملية فقد إلكترونات من قبل جسيم ما (ذرة أو أيون أو جزيء).

الاختزال Reduction: عملية كسب إلكترونات من قبل جسيم ما (ذرة أو أيون أو جزيء).

تفاعل أكسدة-اختزال Redox reaction: تفاعل تحدث فيه عمليتا الأكسدة والاختزال في الوقت نفسه.

مادة مؤكسدة Oxidized substance: جسيم فقد إلكترونًا واحدًا أو أكثر.

مادة مختزلة Reduced substance: جسيم كسب إلكترونًا واحدًا أو أكثر.

نصف-المعادلة Half-equation: معادلة توضح فقط الأكسدة أو الاختزال. وهي تسمى أحياناً معادلة أيون-إلكترون.

مهم

انتقال الإلكترونات في تفاعلات الأكسدة-اختزال: يحدث فقدان للإلكترونات من قبل أحد الجسيمات (أكسدة)، وكسب هذه الإلكترونات من قبل جسيم آخر (اختزال)؛ أي تنتقل الإلكترونات من المادة المؤكسدة إلى المادة المختزلة.

قواعد حساب أعداد التأكسد

يُعبَّر عن عدد الشحنات الكهربائية (موجبة أو سالبة) التي يحملها جسيم ما في المركبات الأيونية أو التساهمية **بعدد التأكسد Oxidation number**، بحيث يمكن أن تكون قيم أعداد التأكسد موجبة أو سالبة أو صفراً. ويمكن استنتاج عدد التأكسد لأيّة ذرّة أو أيون باستخدام قواعد حساب أعداد التأكسد الموضحة في الجدول (٤-١) الآتي:

مصطلحات علمية

عدد التأكسد

Oxidation number:

عدد الشحنات الكهربائية (موجبة أو سالبة) التي يحملها جسيم ما في المركبات الأيونية أو التساهمية.

القاعدة	قاعدة عدد التأكسد	مثال
١	عدد التأكسد لأي عنصر غير مرتبط مع عنصر آخر يساوي صفراً.	أعداد التأكسد للعناصر: $0 = (\text{Zn})$ ، و (Cl_2) ، و (S_8)
٢	تمتلك بعض الذرات أو الأيونات أعداد تأكسد ثابتة في مركباتها: • أعداد تأكسد عناصر المجموعة (I) تساوي +1 دائماً. • أعداد تأكسد عناصر المجموعة (II) تساوي +2 دائماً. • أعداد تأكسد عناصر المجموعة (III) تساوي +3 دائماً • عدد تأكسد الفلور (F) يساوي -1 دائماً. • عدد تأكسد الهيدروجين (H) يساوي +1 (باستثناء عندما يكون على هيئة هيدريدات الفلزات مثل (NaH)، حيث يكون عدد تأكسده يساوي -1) • عدد تأكسد الأكسجين (O) يساوي -2 (باستثناء عندما يكون على هيئة بيروكسيدات (فوق أكسيد) حيث يكون عدد تأكسده يساوي -1، وعندما يكون في مركب (F_2O) ، حيث يكون عدد تأكسده يساوي +2)	<ul style="list-style-type: none"> • عدد تأكسد الصوديوم (Na) في مركباته = +1 • عدد تأكسد الكالسيوم (Ca) في مركباته = +2 • عدد تأكسد الألومنيوم (Al) في مركباته = +3 • عدد تأكسد الفلور (F) في مركب فلوريد الصوديوم $(\text{NaF}) = -1$ • عدد تأكسد الهيدروجين (H) في الماء $(\text{H}_2\text{O}) = +1$ • عدد تأكسد الأكسجين (O) في الماء $(\text{H}_2\text{O}) = -2$
٣	عدد تأكسد الأيون أحادي الذرة يساوي شحنة الأيون مقداراً وإشارة.	عدد تأكسد أيون الكلوريد $(\text{Cl}^-) = -1$ عدد تأكسد أيون الألومنيوم $(\text{Al}^{3+}) = +3$
٤	مجموع أعداد التأكسد للذرات الموجودة في مركب متعادل يساوي صفراً.	مجموع أعداد التأكسد الموجودة في (H_2O) : $(-2) + (2 \times (+1)) = 0$
٥	مجموع أعداد التأكسد للذرات الموجودة في أيون ما يكون مساوياً للشحنة التي يحملها هذا الأيون.	مجموع أعداد التأكسد للذرات الموجودة في الأيون (SO_4^{2-}) يساوي -2
٦	في أي مركب، أو أيون، تعطى الذرة الأكثر كهروسالبية عدد التأكسد السالب.	في (NH_3) ، يكون النيتروجين (N) أكثر كهروسالبية من الهيدروجين، بالتالي سيمتلك عدد تأكسد سالباً.

الجدول ٤-١ قواعد حساب عدد التأكسد

مركبات تتكوّن من فلز ولافلز

في هذه الحالة، يمتلك الفلز دائماً عدد تأكسد موجباً، في حين يمتلك اللافلز عدد تأكسد سالباً. فعلى سبيل المثال، في أكسيد الصوديوم (Na_2O)، $\text{Na} = +1$ و $\text{O} = -2$.

مثال

١. ما عدد تأكسد ذرة الكبريت (S) في مركب كبريتيد الصوديوم (Na_2S)؟

الحل:

الخطوة ١: استخدم أعداد التأكسد الثابتة الموجودة في القاعدة رقم ٢. ينتمي الصوديوم (Na) إلى المجموعة ١، وذرات المجموعة (I) في مركباتها جميعها لها عدد تأكسد يساوي +1. عدد التأكسد لكل ذرة صوديوم (Na) موجودة في مركب كبريتيد الصوديوم (Na_2S) = +1

عدد التأكسد الكلي لذرتي الصوديوم Na_2 = $2 \times (+1) = +2$

الخطوة ٢: استخدم القاعدة رقم ٤ لحساب عدد تأكسد ذرة الكبريت (S).

لا يمتلك مركب كبريتيد الصوديوم (Na_2S) أيّة شحنة كلية، لذا فإن عدد التأكسد الكلي له $0 =$ عندئذ، عدد تأكسد ذرة الكبريت (S) = -2

$$\begin{aligned} \text{حل آخر:} \\ \text{S} + 2 \times (+1) &= 0 \\ \text{S} &= -2 \end{aligned}$$

مركبات تتكوّن من لافلز ولافلز

تعتمد إشارة عدد التأكسد في المركبات التي تتكوّن من لافلزين مختلفين على الكهروسالبية لكل لافلز. فيُعطى العنصر الأكثر كهروسالبية الإشارة السالبة.

أمثلة

٢. ما عدد تأكسد ذرة الكبريت (S) في مركب ثنائي أكسيد الكبريت (SO_2)؟

الحل:

الخطوة ١: تشير قيم الكهروسالبية إلى أن: كهروسالبية ذرة الأكسجين (O) = 3.5 كهروسالبية ذرة الكبريت (S) = 2.5 الأكسجين (O) أكثر كهروسالبية من الكبريت (S)، لذا، تعطى إشارة (-) للأكسجين وإشارة (+) للكبريت.

الخطوة ٢: استخدم القاعدة رقم ٢ لحساب عدد التأكسد الكلي لذرة الأكسجين (O) في مركب ثنائي أكسيد الكبريت (SO_2).

عدد تأكسد ذرة الأكسجين (O) = -2 عدد التأكسد الكلي لذرات الأكسجين (O) في مركب ثنائي أكسيد الكبريت (SO_2) = -4

الخطوة ٣: استخدم القاعدة رقم ٤ لحساب عدد تأكسد ذرة الكبريت (S)

لا يمتلك مركب ثنائي أكسيد الكبريت (SO_2) أيّة شحنة كلية، لذا فإن عدد التأكسد الكلي له $0 =$ وبالتالي يكون (SO_2) عدد تأكسد ذرة الكبريت (S) في مركب ثنائي أكسيد الكبريت $+4 = (\text{SO}_2)$

$$\begin{aligned} X + 2 \times (-2) &= 0 \\ X &= +4 \end{aligned}$$

حيث تعبر X عن عدد تأكسد ذرة الكبريت.

٣. ما عدد تأكسد ذرة اليود (I) في مركب ثلاثي كلوريد اليود (ICl_3)؟

الحل:

الخطوة ١: تشير قيم الكهروسالبية إلى أن:

كهروسالبية ذرة اليود (I) = 2.7 كهروسالبية ذرة الكلور (Cl) = 3.0 الكلور (Cl) أكثر كهروسالبية من اليود (I)، لذا، تعطى إشارة (-) للكلور وإشارة (+) لليود.

تابع

(H)، لذا، تعطى إشارة (-) للنيتروجين وإشارة (+) للهيدروجين.

الخطوة ٢: استخدم القاعدة رقم ٢ لحساب عدد التأكسد الكلي لذرات الهيدروجين (H) في مركب الهيدرازين (N_2H_4).

$$\text{عدد تأكسد ذرة الهيدروجين (H)} = +1$$

عدد التأكسد الكلي لذرات الهيدروجين (H) في مركب الهيدرازين (N_2H_4) = +4

الخطوة ٣: استخدم القاعدة رقم ٤ لحساب مجموع أعداد تأكسد النيتروجين (N) في مركب الهيدرازين (N_2H_4).

مجموع أعداد التأكسد في مركب الهيدرازين (N_2H_4) = 0

مجموع أعداد تأكسد ذرات النيتروجين (N) في مركب الهيدرازين (N_2H_4) = -4

توجد في مركب الهيدرازين (N_2H_4) ذرتان من النيتروجين (N)

عدد تأكسد ذرة النيتروجين (N) في مركب الهيدرازين (N_2H_4) = -2

$$2X + 4 \times (+1) = 0$$

$$X = -2$$

حيث تعبر X عن عدد تأكسد ذرة النيتروجين.

الخطوة ٢: استخدم القاعدة رقم ٢ لحساب عدد التأكسد الكلي لذرات الكلور (Cl) في مركب ثلاثي كلوريد اليود (ICl_3).

$$\text{عدد تأكسد ذرة الكلور (Cl)} = -1$$

عدد التأكسد الكلي لذرات الكلور (Cl) في مركب ثلاثي كلوريد اليود (ICl_3) = -3

الخطوة ٣: استخدم القاعدة رقم ٤ لحساب عدد تأكسد ذرة اليود (I) في مركب ثلاثي كلوريد اليود (ICl_3).

لا يمتلك مركب ثلاثي كلوريد اليود (ICl_3) أية شحنة، لذا فإن عدد التأكسد الكلي له = 0

$$X + 3 \times (-1) = 0$$

$$X = +3$$

حيث تعبر X عن عدد تأكسد ذرة اليود.

٤. ما عدد تأكسد ذرة النيتروجين (N) في مركب الهيدرازين (N_2H_4)؟

الحل:

الخطوة ١: تشير قيم الكهروسالبية إلى أن:

كهروسالبية ذرة النيتروجين (N) = 3.0

كهروسالبية ذرة الهيدروجين (H) = 2.2

النيتروجين (N) أكثر كهروسالبية من الهيدروجين

أيونات مركّبة

الأيونات المركّبة هي أيونات تتكوّن من اثنتين أو أكثر من الذرّات المختلفة. على سبيل المثال أيون الكبريتات (SO_4^{2-})، وأيون النترات (NO_3^-).

مثال

الخطوة ٢: استخدم القاعدة رقم ٥ لحساب مجموع أعداد التأكسد الكلي لأيون النترات (NO_3^-)

بما أن أيون النترات (NO_3^-) يحمل شحنة مقدارها -1، فإن مجموع أعداد التأكسد الكلي لهذا الأيون يساوي -1.

٥. ما عدد تأكسد ذرة النيتروجين (N) في أيون النترات (NO_3^-)؟

الحل:

الخطوة ١: استخدم القاعدة رقم ٢ لحساب مجموع أعداد تأكسد ثلاث ذرات أكسجين (O).

$$\text{عدد تأكسد ذرة الأكسجين (O)} = -2$$

عدد التأكسد الكلي لذرات الأكسجين (O) = -6

$$-6$$

تابع

$$X + 3 \times (-2) = -1$$

$$X = +5$$

حيث تعبر X عن عدد تأكسد ذرة النيتروجين.

الخطوة ٣: احسب عدد تأكسد ذرة النيتروجين (N) في أيون النترات (NO_3^-).
بما أن مجموع عدد تأكسد ذرة النيتروجين (N) وعدد تأكسد ذرات الأكسجين (O) الثلاث = -1، فإن عدد تأكسد ذرة النيتروجين (N) في أيون النترات (NO_3^-) = +5

مثال

الخطوة ٢: باستخدام القاعدة رقم ٤، فإن مجموع أعداد تأكسد ذرات الحديد (Fe) في المركب (Fe_2O_3) = +6
وهذه القيمة تعطي الحديد (Fe) عدد تأكسد يساوي +3

٦. احسب عدد تأكسد ذرة الحديد (Fe) في مركب أكسيد الحديد (Fe_2O_3).

الحل:

الخطوة ١: احسب عدد تأكسد ذرات الحديد (Fe) في المركب (Fe_2O_3) باستخدام قواعد عدد التأكسد.
عدد تأكسد ذرة الأكسجين (O) = -2
مجموع أعداد تأكسد ذرات الأكسجين (O) في المركب (Fe_2O_3) = $3 \times (-2) = -6$

مهم

تذكر:

- يشير عدد التأكسد إلى ذرة واحدة أو أيون واحد في مركب.
- عادة ما تكون أعداد التأكسد أعداداً صحيحة. في الحالات التي تظهر فيها على هيئة كسور، يكون السبب في ذلك هو عدم أخذ التركيب البنائي للمركب بالحسبان.

سؤال

١ احسب عدد التأكسد للذرات التي تحتها خط في المركبات والأيونات المركبة الآتية:

- | | |
|-----------------------------|---------------------|
| أ. P_2O_5 | هـ. NH_3 |
| ب. SO_4^{2-} | و. ClO_2^- |
| ج. H_2S | ز. CaCO_3 |
| د. Al_2Cl_6 | |

تسمية المركبات

نستخدم أحياناً الأرقام الرومانية الموضوعة بين قوسين لتسمية المركبات. وفقاً للتسمية الدولية للمركبات الكيميائية لنظام (IUPAC) يمكن التمييز بين مركبات مختلفة مكونة من العناصر نفسها. فعلى سبيل المثال، يوجد نوعان من كلوريد الحديد. ولتوضيح الفرق بينهما، تتم تسمية أحدهما كلوريد الحديد (II) والآخر كلوريد الحديد (III). فالأرقام الرومانية الموضوعة بين قوسين تمثل أعداد التأكسد للحديد.

- ففي كلوريد الحديد (II)، عدد تأكسد الحديد هو +2؛ إذ يحتوي هذا المركب على أيونات (Fe^{2+}) ، وصيغته الكيميائية هي $(FeCl_2)$.
- وفي كلوريد الحديد (III)، عدد تأكسد الحديد هو +3؛ إذ يحتوي هذا المركب على أيونات (Fe^{3+}) ، وصيغته الكيميائية هي $(FeCl_3)$.

لاحظ أن عدد التأكسد يأتي بعد رمز الأيون الذي يشير إليه. كما يمكن استخدام أعداد التأكسد للتمييز بين ذرات اللافلزات الموجودة في الجزيئات والأيونات.

أكاسيد النيتروجين

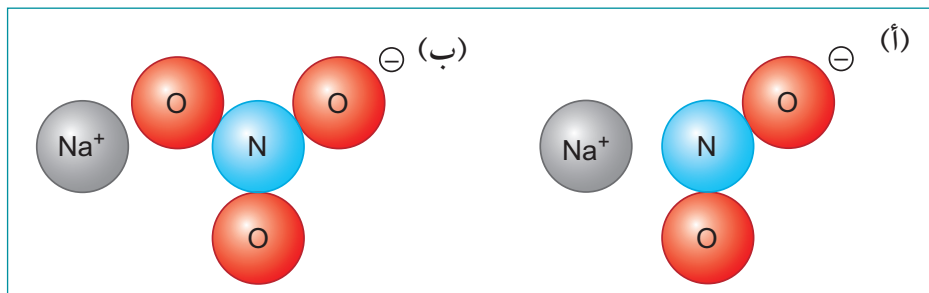
يوجد العديد من أكاسيد النيتروجين، تتضمن (N_2O) و (NO) و (NO_2) . ونميز بين هذه الأكاسيد عن طريق عدد التأكسد لذرة النيتروجين، حيث إن عدد التأكسد للأكسجين يساوي -2 بشكل عام.

الصيغة الكيميائية للمركب	عدد تأكسد النيتروجين	اسم المركب
N_2O	+1	أكسيد النيتروجين (I)
NO	+2	أكسيد النيتروجين (II)
NO_2	+4	أكسيد النيتروجين (IV)

أيونات النترات

يمكن لذرات الصوديوم والنيتروجين والأكسجين أن تكوّن معاً مركبين مختلفين هما $(NaNO_2)$ و $(NaNO_3)$. وبما أن عدد تأكسد الصوديوم يساوي +1 وعدد تأكسد الأكسجين يساوي -2، فإن عدد تأكسد النيتروجين هو الذي يتغير والشكل (١-٤) يوضح صيغة المركبين.

الصيغة الكيميائية للمركب	عدد تأكسد النيتروجين	اسم المركب
$NaNO_2$	+3	نترات (III) الصوديوم
$NaNO_3$	+5	نترات (V) الصوديوم



الشكل ١-٤ (أ) وحدة صيغة واحدة لنترات (III) الصوديوم (نيتريت الصوديوم).
(ب) وحدة صيغة واحدة لنترات (V) الصوديوم (نترات الصوديوم).

تنتهي بعض أسماء الأيونات التي تحتوي على الأكسجين وعلى عنصر آخر باللاحقة «ات» (وتستثنى أيونات الهيدروكسيد، (OH^-) من هذه القاعدة). فعلى سبيل المثال، الأيونات التي تحتوي على الكلور والأكسجين تُسمى «كلورات»، والأيونات التي تحتوي على الكبريت والأكسجين تُسمى «كبريتات».

وتنتهي بعض أسماء الأحماض غير العضوية التي تحتوي على الأكسجين باللاحقة «يك». على سبيل المثال، (H_3PO_3) يسمى حمض الفوسفوريك (III)؛ لأن عدد تأكسد الفوسفور يساوي +3. و $(HClO_4)$ يسمى حمض الكلوريك (VII) لأن عدد تأكسد الكلور يساوي +7؛ أو حمض فوق الكلوريك (بيركلوريك) وفقاً للتسمية القديمة. وتسمى بعض الأملاح الشائعة عادة من دون ذكر عدد تأكسد الأيون اللافلزي. فعلى سبيل المثال، يسمى $(Mg(NO_3)_2)$ نترات الماغنيسيوم وليس نترات (V) الماغنيسيوم، ويسمى (K_2SO_4) كبريتات البوتاسيوم وليس كبريتات (VI) البوتاسيوم. لاحظ أيضاً أننا لا نذكر عدد تأكسد الفلز إذا كان يمتلك حالة تأكسد واحدة فقط.

سؤال

٢) سمِّ المركبات الآتية باستخدام النظام الدولي (IUPAC)

أ. Na_2SO_3	هـ. $FeSO_4$
ب. Na_2SO_4	و. Cu_2O
ج. $Fe(NO_3)_2$	ز. H_2SO_3
د. $Fe(NO_3)_3$	ح. Mn_2O_7

استنباط الصيغة الكيميائية

يمكن استنباط الصيغة الكيميائية لأي مركب من اسمه كما في المثال الآتي.

مثال

٧. تحتوي كل وحدة صيغة من مركب كلورات (V) الصوديوم على أيون صوديوم واحد. ما الصيغة الكيميائية لكلورات (V) الصوديوم؟

الحل:

الخطوة ١: تحديد أعداد التأكسد للعناصر المكونة للمركب

الصوديوم يمتلك عدد تأكسد يساوي +1

الأكسجين يمتلك عدد تأكسد يساوي -2

الكلور يمتلك عدد تأكسد يساوي +5

الخطوة ٢: استنتاج شحنة أيون الكلورات.

يحمل أيون الكلورات (V) شحنة تساوي -1 لموازنة شحنة الصوديوم +1

الخطوة ٣: حساب عدد ذرات الأكسجين الموجودة في أيون الكلورات.

يمكننا استنباط الصيغة الكيميائية لأيون الكلورات (V) عبر تحديد مجموع أعداد تأكسد الأكسجين والكلور مع

افتراض أن n يمثل عدد ذرات الأكسجين في هذا الأيون:

$$(\text{عدد ذرات} \times \text{عدد التأكسد}) + (\text{عدد ذرات} \times \text{عدد التأكسد}) = 0 \quad -1 =$$

$$n \times (-2) + (+5) = -1$$

$$n = 3$$

الخطوة ٤: استنتاج صيغة المركب.

فتكون صيغة أيون الكلورات (V): (ClO_3^-) ، وصيغة كلورات (V) الصوديوم: $(NaClO_3)$.

سؤال

٣ اكتب الصيغة الكيميائية لكل من المركبات الآتية:

- أ. كلورات (I) الصوديوم
ب. أكسيد الحديد (III)
ج. نترات (III) البوتاسيوم
د. كلوريد الفوسفور (III)

مهارات عملية ٤-١

تنفيذ تفاعلات في أنابيب الاختبار

- استخدم أنبوبة اختبار نظيفة لكل تفاعل.
 - إذا كنت تتفد أكثر من تفاعل واحد في الوقت نفسه، فاستخدم قلم تخطيط ثابت (لا يسهل محوه)، لكتابة عنوان لكل أنبوبة اختبار.
 - تأكد من عدم تلويث المواد المتفاعلة والمواد الناتجة. يجب ألا تستخدم القطارة لأكثر من مادة متفاعلة واحدة. إذا تم استخدام القطارة نفسها لعدة مواد متفاعلة من دون أن يتم تنظيفها بعد كل استخدام، فسوف تلوث المواد المتفاعلة الأخرى، الأمر الذي يؤثر على صحة نتائجك. يمكن لبعض عبوات المواد المتفاعلة أن تحتوي على قطاراتها الخاصة، فاستبدلها بعد الاستخدام مباشرة.
 - عند إضافة محلول باستخدام قطارة، احرص على عدم لمس القطارة لجوانب أنبوبة الاختبار، ما لم يكن ذلك مطلوباً. فقد يؤدي لمس الجوانب إلى تلويث القطارة والمادة المتفاعلة، الأمر الذي قد يؤثر على الاختبارات اللاحقة.
 - ليس ضرورياً، في كل مرة، قياس الحجم أو الكتل بدقة لملاحظة تفاعل ما، لكن في بعض الأحيان، يحتاج الطلبة إلى تحديد عدد القطرات المطلوبة.
 - عندما تكمل ملاحظاتك، تخلص من محتويات أنبوبة الاختبار وفقاً للتعليمات. إذ يجب التخلص من بعض المواد الكيميائية بطريقة خاصة، وينبغي عدم سكبها في الحوض.
- سوف تقوم بتنفيذ تجربتك لتلاحظ العديد من التفاعلات في أنابيب الاختبار. ستكون اختبارات نوعية. لذا، اقرأ التعليمات بعناية، والتزم بالنقاط الآتية:
- تحقق من ملصقات المخاطر الموجودة على أوعية المواد المتفاعلة، وارتد النظارات الواقية دائماً. يوضح الشكل (٤-٢) ملصقات المخاطر الشائعة.
- | | | |
|--|---|---|
|  |  |  |
| مادة متفجرة | مادة قابلة للاشتعال | مادة مؤكسدة |
|  |  |  |
| غاز مضغوط | مادة أكالة | مادة سامة |
|  |  |  |
| مادة مهيجة | مادة مضرّة بالبيئة | مادة خطيرة على الصحة |

الشكل ٤-٢

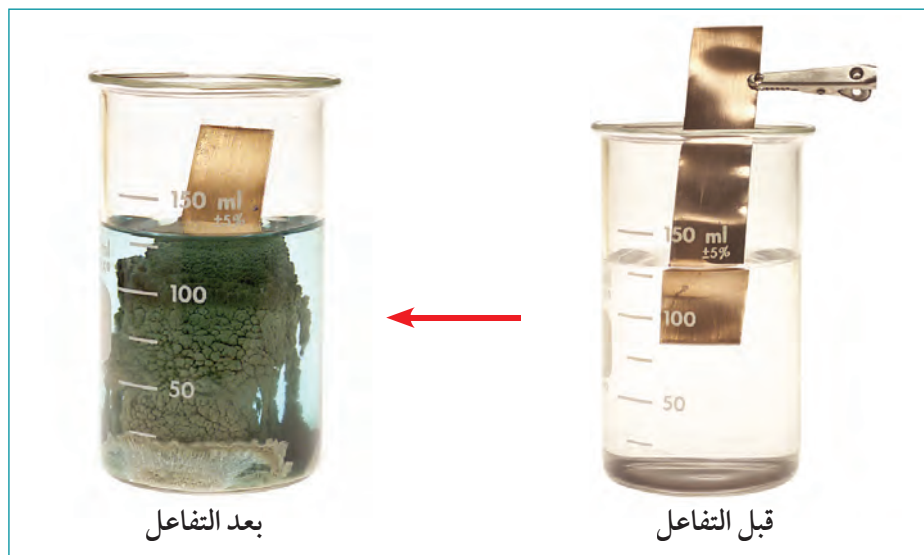
٢-٤ تفاعلات الأكسدة-اختزال

يمكننا تعريف الأكسدة والاختزال من خلال التغيرات في أعداد التأكسد لذرات محددة أثناء حدوث تفاعل ما كالآتي:

الأكسدة هي الزيادة في قيمة عدد التأكسد.

الاختزال هو النقصان في قيمة عدد التأكسد.

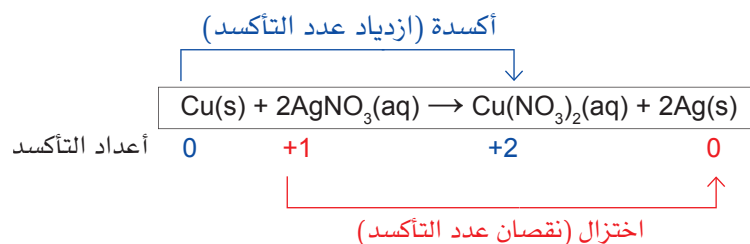
توضح الصورة (٣-٤) تفاعل أكسدة-اختزال بين فلز النحاس ومحلول نترات الفضة.



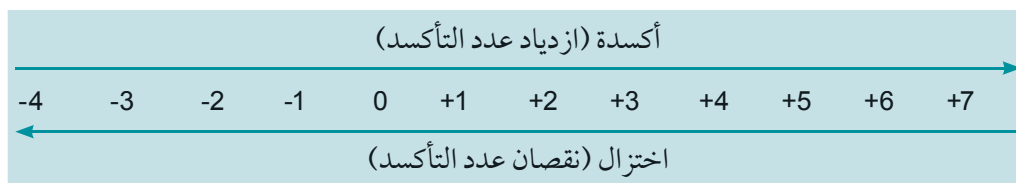
الصورة ٣-٤ تفاعل فلز النحاس مع محلول

نترات الفضة وتكوّن الفضة ونترات النحاس (II).

فيما يلي معادلة هذا التفاعل. تشير الأسهم المرسومة فوق المعادلة وتحتها إلى المادة المؤكسدة (فلز النحاس) والمادة المختزلة (أيون الفضة).



يتغير عدد تأكسد النحاس (Cu) من 0 إلى +2؛ الأمر الذي يعني ازدياداً في عدد التأكسد وأن النحاس قد تأكسد. يتغير عدد تأكسد الفضة (Ag) من +1 إلى 0؛ الأمر الذي يعني نقصاناً في عدد التأكسد وأن الفضة قد اختزلت. عند ازدياد قيم أعداد التأكسد يدل ذلك على حدوث عملية أكسدة (يتعرض لها العامل المختزل)، وعند نقصان قيم أعداد التأكسد فإن ذلك يدل على حدوث عملية اختزال (يتعرض لها العامل المؤكسد). كما يوضح المخطط الآتي:



العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

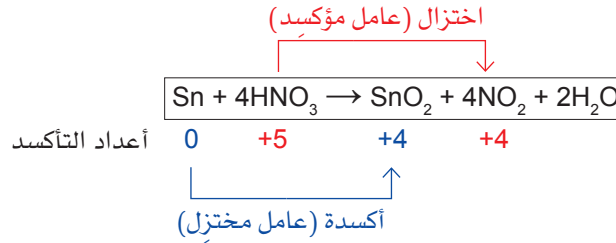
العامل المؤكسد Oxidizing agent هو مادة تسبب الأكسدة عبر إزالة إلكترونات من جسيم آخر.

- يزيد العامل المؤكسد قيمة عدد التأكسد لجسيم آخر.
- عند حدوث ذلك، فإن عدد التأكسد للعامل المؤكسد ينقص.
- من الأمثلة على العوامل المؤكسدة: الأكسجين والكلور ومنجنات (VII) البوتاسيوم (فوق منجنات/بيرمنجنات البوتاسيوم).

العامل المختزل Reducing agent مادة تسبب الاختزال عبر منح إلكترونات إلى جسيم آخر.

- يُنقص العامل المختزل قيمة عدد التأكسد لجسيم آخر.
- عند حدوث ذلك، فإن عدد التأكسد للعامل المختزل يزداد.
- من الأمثلة على العوامل المختزلة: الهيدروجين ويوديد البوتاسيوم والفلزات النشطة كالألومنيوم.

فعلى سبيل المثال، عندما يتفاعل القصدير مع حمض النيتريك، فإن أعداد التأكسد لكل من ذرة القصدير وذرة نيتروجين تتغير كما هو موضح أدناه:

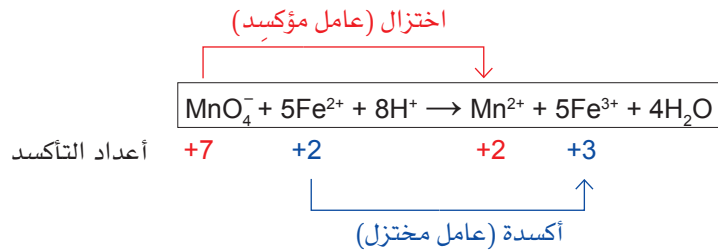


زاد عدد التأكسد لذرة قصدير بمقدار $4 + (4 - 0) = 4$: أي أن القصدير قد تأكسد. في المقابل، نقص عدد التأكسد لكل ذرة نيتروجين بمقدار $-1 (4 - 5 = -1)$: أي أن النيتروجين قد اختزل. أما عدد التأكسد لكل ذرة أكسجين فلم يتغير وبقي عند -2 . كذلك لم يتغير عدد التأكسد لذرة الهيدروجين وبقي عند $+1$. الأمر الذي يعني أن الأكسجين والهيدروجين لم يتأكسدا ولم يختزلا.

في هذا التفاعل:

- يعمل حمض النيتريك كعامل مؤكسد؛ لأنه يزيد عدد التأكسد لجسيم آخر.
- يعمل القصدير كعامل مختزل؛ لأنه يُنقص عدد التأكسد لجسيم آخر.

بما أن الأكسدة والاختزال يحدثان معاً، يجب إذاً أن يتضمّن كل تفاعل أكسدة-اختزال عاملاً مؤكسداً وعاملاً مختزلاً. فعلى سبيل المثال، في التفاعل المبين في المعادلة الآتية:



مصطلحات علمية

عامل مؤكسد

Oxidizing agent: مادة تسبب الأكسدة عبر إزالة إلكترونات من جسيم آخر.

عامل مختزل

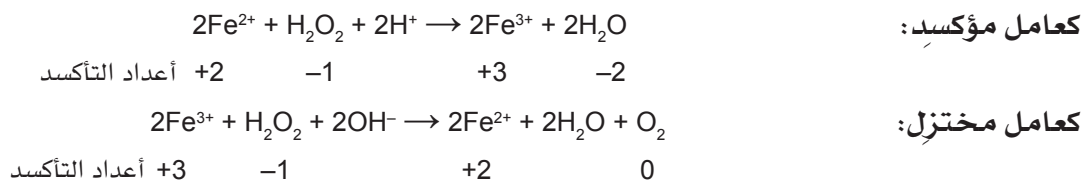
Reducing agent: مادة تسبب الاختزال عبر منح إلكترونات إلى جسيم آخر.

زاد عدد التأكسد لكل أيون حديد بمقدار +1 (3 - 2 = +1): أي أن الحديد قد تأكسد. في المقابل، نقص عدد التأكسد لذرة المنجنيز بمقدار -5 (2 - 7 = -5): أي أن المنجنيز قد اختزل. أمّا أعداد التأكسد لذرات الأكسجين والهيدروجين فلم تتغير، الأمر الذي يعني أن الأكسجين والهيدروجين لم يتأكّدا ولم يُختزلا.

في هذا التفاعل:

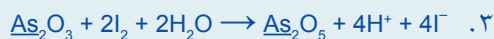
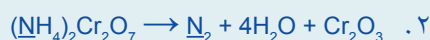
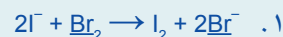
- يعمل أيون المنجنات (VII) كعامل مؤكسد، لأنه يزيد عدد التأكسد لجسيم آخر.
- ويعمل أيون الحديد (II) كعامل مختزل، لأنه يُنقص عدد التأكسد لجسيم آخر.

ويمكن للكثير من المواد أن تعمل سواء كعوامل مؤكسدة أو عوامل مختزلة وفقاً للمواد الأخرى التي تتفاعل معها ولظروف هذه التفاعلات. فعلى سبيل المثال، يمكن أن يعمل فوق أكسيد الهيدروجين (بيروكسيد الهيدروجين) كعامل مؤكسد أو عامل مختزل على النحو الآتي:



سؤال

٤. أ. استنتج التغير في أعداد التأكسد للذرات أو الأيونات التي تحتها خط في كل من المعادلات الآتية (مع ذكر في كل حالة ما إذا حدث أكسدة أو اختزال):



ب. حدّد العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعلات الواردة في الجزئية أ.

تفاعل الأكسدة - الاختزال الذاتي (عدم التناسب)

تخضع بعض العناصر لنوع من تفاعلات الأكسدة والاختزال يسمى تفاعل الأكسدة والاختزال الذاتي (عدم التناسب) Disproportionation، ويعتمد هذا النوع من التفاعلات أحياناً على درجة الحرارة. فعلى سبيل المثال، يتفاعل الكلور مع مادة قلووية مخففة وتختزل بعض ذراته مكونة أيونات الكلوريد (Cl⁻)، ويتأكسد بعضها الآخر مكوناً أيونات الكلورات (I) أو الهيبوكلوريت (ClO⁻) في التفاعل نفسه، كما هو موضّح في المعادلة الآتية:

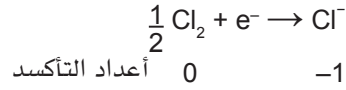


يمكن تقسيم المعادلة الأيونية لتفاعل الأكسدة-اختزال هذا إلى نصفَي-معادلة، يُوضحان (في شكل منفصل) عمليّتي الاختزال والأكسدة.

مصطلحات علمية

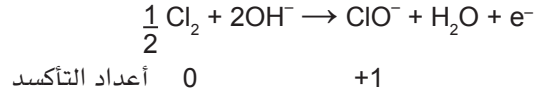
الأكسدة والاختزال الذاتي (عدم التناسب) Disproportionation: تفاعل كيميائي يحدث فيه أكسدة واختزال متزامنين للمادة نفسها.

- تفاعل الاختزال هو:



- التغيّر في عدد التأكسد للكlor يساوي -1.

- تفاعل الأكسدة هو:



- التغيّر في عدد التأكسد للكlor يساوي +1

نلاحظ أن أعداد التأكسد موزونة، وبالتالي سنجد أعداداً متساوية من مولات (Cl⁻) ومولات (ClO⁻) في المعادلة.

٤-٣ وزن المعادلات الكيميائية باستخدام أعداد التأكسد

يمكن استخدام أعداد التأكسد لوزن معادلات الأكسدة-اختزال. وتعدّ هذه الطريقة مفيدة بشكل خاص في حال وجود أيونات مركبة كالنترات (V) أو المنجنات (VII) (البيرمنجنات).

مهم

تتم عملية وزن نصف-المعادلة عبر تضمينها العدد الصحيح من الإلكترونات.

تذكر خطوات كتابة المعادلات باستخدام أعداد التأكسد:

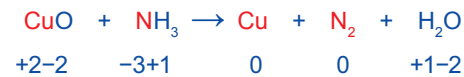
1. حدّد التغيّرات في أعداد التأكسد. 3. زن الشحنات.
2. زن التغيّرات في أعداد التأكسد. 4. زن الذرات.

أمثلة

٨. يتفاعل أكسيد النحاس (II) (CuO) مع الأمونيا (NH₃) لتكوين النحاس (Cu) والنيتروجين (N₂) والماء (H₂O). استنتج المعادلة الموزونة لهذا التفاعل باستخدام أعداد التأكسد.

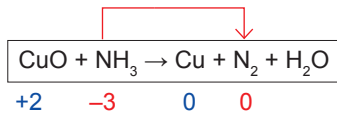
الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة غير الموزونة وحدّد الذرات التي تغيّرت أعداد تأكسدها (موضّحة هنا باللون الأحمر).



الخطوة ٢: احسب التغيّرات في أعداد التأكسد.

التغير في عدد التأكسد = +3 - (-3) = 0



التغير في عدد التأكسد

$$0 - (+2) = -2$$

الخطوة ٣: زن التغيّرات في أعداد التأكسد بالضرب

التبادلي.

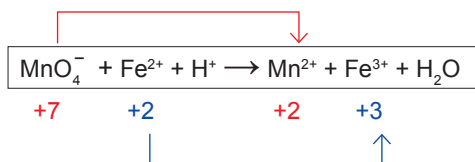
التغيّرات في أعداد التأكسد هي كما يلي: -2

للنحاس و +3 للنيتروجين. ولوزن التغيّرات في

أعداد التأكسد، نحتاج إلى ضرب النحاس في

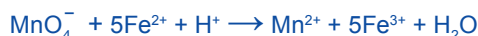
الخطوة ٣: زن التغيرات في أعداد التأكسد.

التغير في عدد التأكسد = $-5 = 1 \times (-5)$



التغير في عدد التأكسد = $+5 = 5 \times (+1)$

يمكننا الآن كتابة المعادلة على النحو الآتي:



الخطوة ٤: زن المعادلة كهربائياً (الشحنات).

بداية تجاهل أيونات الهيدروجين، لأنها سوف تُستخدم لموازنة الشحنات.

الشحنة الكلية الموجودة على المواد المتفاعلة الأخرى تساوي:

$$+9 = (\text{من } \text{MnO}_4^-) (-1) + (5 \times (+2)) (\text{من } \text{Fe}^{2+})$$

الشحنة الكلية الموجودة على المواد الناتجة تساوي:

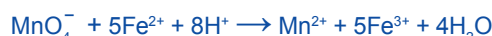
$$+17 = (\text{من } \text{Fe}^{3+}) (5 \times (+3)) + (\text{من } \text{Mn}^{2+}) (+2)$$

ولوزن الشحنات نحتاج إلى 8 أيونات (H^+)

على الطرف الأيسر من المعادلة.



الخطوة ٥: زن ذرات الهيدروجين الموجودة في الماء:



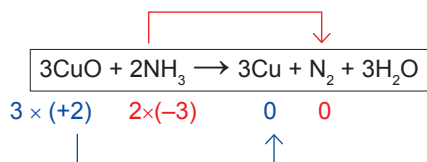
ملاحظة: يمكن وزن المعادلة بطريقة أخرى وذلك عن طريق تجاهل أيونات H^+ وجزيئات H_2O في المعادلة في الخطوة ١ والخطوة ٢ وإعادة وزنها بعد الخطوة ٣. حيث يتم وزن ذرات الأكسجين بإضافة جزيئات الماء H_2O ووزن الهيدروجين بإضافة أيونات الهيدروجين H^+ .

المعامل 3، والنيتروجين الموجود في الأمونيا في

المعامل 2، حينها يكون قد تمّ وزن التغير الكلي

في أعداد التأكسد (-6 و $+6$) على النحو الآتي:

التغير في عدد التأكسد = $+6 = 2 \times (+3)$



التغير في عدد التأكسد = $-6 = 3 \times (-2)$

لاحظ أننا لا نضرب (N_2) في المعامل 2

وذلك لوجود ذرتي نيتروجين بالفعل. وبمجرد

تثبيت هذه النسب، يجب عليك عدم

تغييرها.

الخطوة ٤: زن الذرات.

يوجد ستّ ذرات هيدروجين في (2NH_3) في

الطرف الأيسر من المعادلة. وهي موزونة مع

الذرات الستّ الموجودة في الطرف الأيمن

من المعادلة (على هيئة $(3\text{H}_2\text{O})$)، وهذا

يوازن عدد ذرات الأكسجين أيضاً.

وتكون المعادلة النهائية على النحو الآتي:



٩. تتفاعل أيونات (MnO_4^-) مع أيونات (Fe^{2+}) بوجود

حمض (H^+) لتكوين أيونات (Mn^{2+}) وأيونات (Fe^{3+})

والماء (H_2O).

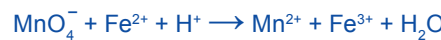
استنتج المعادلة الموزونة لهذا التفاعل باستخدام

أعداد التأكسد.

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة غير الموزونة، وحدد الذرات التي

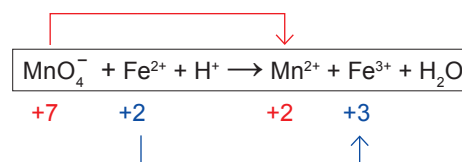
تغيرت أعداد أكسدتها.



+7 -2 +2 +1 +2 +3 +1 -2

الخطوة ٢: احسب التغيرات في أعداد التأكسد.

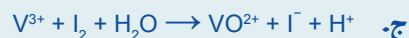
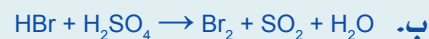
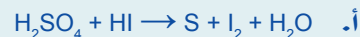
التغير في عدد التأكسد = $-5 = 2 - 7$



التغير في عدد التأكسد = $+1 = 3 - 2$

سؤال

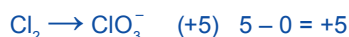
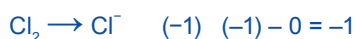
٥ استخدم طريقة أعداد التأكسد لوزن المعادلات الكيميائية الآتية:



وزن معادلات تفاعلات الأكسدة - الاختزال الذاتي

عندما نضيف الكلور إلى محلول مائي ساخن من هيدروكسيد الصوديوم، سيحدث تفاعل أكسدة-اختزال ذاتي مختلف عن التفاعل الذي رأيناه سابقاً. حيث إن المواد الناتجة في هذه الظروف، هي أيونات الكلوريد (Cl^-)، وأيونات الكلورات (V) (ClO_3^-) والماء. يوضح المثال التالي كيفية وزن تفاعل أكسدة - اختزال ذاتي ما .

مثال



الخطوة ٣: زن التغيرات في أعداد التأكسد.

مقابل كل أيون (ClO_3^-) متكوّن نحتاج إلى 5 أيونات (Cl^-) للموازنة.



الخطوة ٤: زن المعادلة كهربائياً (الشحنات)



الخطوة ٥: زن جزيئات الكلور والماء.



١٠. زن تفاعل الأكسدة-الاختزال الذاتي الذي يحدث عند إضافة الكلور إلى محلول مائي مركز وساخن من هيدروكسيد الصوديوم. المواد الناتجة هي أيونات الكلوريد (Cl^-)، وأيونات الكلورات (V) (ClO_3^-)، والماء.

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة غير الموزونة، وحدد الذرات التي تغيرت أعداد تأكسدها.

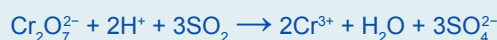


أعداد التأكسد 0 -1 +5

الخطوة ٢: احسب التغيرات في أعداد التأكسد.

سؤال

٦ انظر إلى المعادلة الكيميائية الآتية:



أي من العبارات الآتية صحيحة فيما يتعلق بالتغيرات في أعداد التأكسد؟

أ. ينقص عدد التأكسد لكل ذرة كروم (Cr) من +2 إلى +3.

ب. يزداد عدد التأكسد لكل ذرة كبريت (S) من +4 إلى +6.

ج. ينقص عدد التأكسد لكل ذرة هيدروجين (H) من +1 إلى 0.

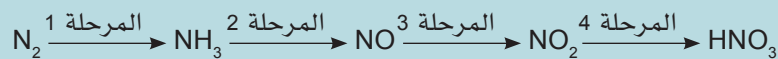
د. ينقص عدد التأكسد لكل ذرة كروم (Cr) من +7 إلى +3.

ملخص

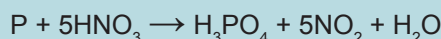
يمكن تفسير تفاعلات الأكسدة-اختزال من خلال فقدان الإلكترونات (أكسدة) وكسبها (اختزال).
في تفاعل الأكسدة-اختزال، يحدث كلا التفاعلين معاً: أكسدة (ازدياد عدد التأكسد)، واختزال (نقصان عدد التأكسد).
تُستخدم أعداد التأكسد لتسمية المركبات ووزن المعادلات الكيميائية.
يؤدي العامل المؤكسد إلى حدوث الأكسدة عبر نزع إلكترونات من جسيم آخر.
يؤدي العامل المختزل إلى حدوث الاختزال عبر منح إلكترونات إلى جسيم آخر.
في تفاعل الأكسدة-الاختزال الذاتي، يتعرض عنصر معين للأكسدة والاختزال في الوقت نفسه.

أسئلة نهاية الوحدة

١ في العملية الصناعية لإنتاج حمض النيتريك، تحدث التغيرات الآتية للنيتروجين.

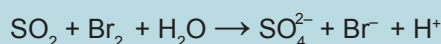


- احسب عدد التأكسد لذرة النيتروجين في كل جزيء.
- اذكر المراحل التي حدث فيها أكسدة أو اختزال لـ (N)، شارحاً إجابتك في كل مرحلة.
- سم المركب (NO₂) باستخدام النظام الدولي (IUPAC).
- يتفاعل الفوسفور الأحمر مع حمض النيتريك (HNO₃) وفق المعادلة الآتية:

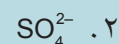
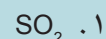


- اشرح سبب اعتبار هذا التفاعل تفاعل أكسدة-اختزال، موضحاً التغيرات في أعداد التأكسد.
- يعد حمض النيتريك عاملاً مؤكسداً في هذا التفاعل. فسر إجابتك.

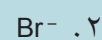
٢ توضح المعادلة غير الموزونة أدناه تفاعل ثنائي أكسيد الكبريت مع البروم:



- احسب عدد التأكسد للكبريت في كل ممّا يلي:



- احسب عدد التأكسد للبروم في كل ممّا يلي:



- حدّد العامل المختزل في هذا التفاعل، ثمّ برّر إجابتك.

تابع

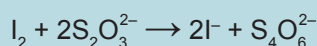
د. اذكر التغيير في عدد التأكسد لكل مما يلي:

١. ذرّة كبريت (S)

٢. ذرّة بروم (Br)

هـ. اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

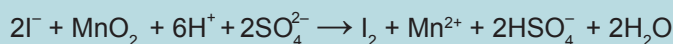
٣ يتفاعل اليود (I_2)، مع أيونات الثيوكبريتات ($S_2O_3^{2-}$)، لتكوين أيونات اليوديد (I^-)، وأيونات رباعي الثيونات ($S_4O_6^{2-}$)، وفقاً للمعادلة الآتية:



أ. احسب عدد التأكسد لذرة الكبريت في الأيون ($S_2O_3^{2-}$).

ب. من خلال انتقال الإلكترونات، اشرح سبب اعتبار تغير اليود إلى أيونات يوديد تفاعل اختزال.

ج. عند تسخين ملح يحتوي على أيونات اليوديد مع حمض الكبريتيك المركز (MnO_2)، يتكوّن اليود وفق المعادلة الآتية:



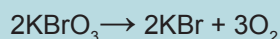
١. سم المركب (MnO_2) باستخدام النظام الدولي (IUPAC).

٢. احسب عدد التأكسد لذرة الكبريت (S) في الأيون (SO_4^{2-}).

٣. ما المادة التي تتأكسد في التفاعل؟ فسر إجابتك في ضوء التغير في أعداد التأكسد.

٤. ما العامل المؤكسد في التفاعل؟ فسر إجابتك في ضوء التغير في أعداد التأكسد.

٤ يتفكك المركب ($KBrO_3$) عند تسخينه وفق المعادلة الآتية:



أ. احسب عدد التأكسد للبروم في كل مما يلي:

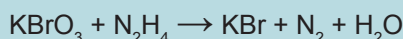
١. $KBrO_3$

٢. KBr

ب. اشرح، باستخدام أعداد التأكسد، سبب اعتبار هذا التفاعل أكسدة-اختزال.

ج. سمّ المركب ($KBrO_3$) باستخدام النظام الدولي (IUPAC).

د. عندما يتفاعل ($KBrO_3$) مع الهيدرازين (N_2H_4)، يتكوّن غاز النيتروجين وفق المعادلة الآتية:



١. احسب التغير في عدد التأكسد لكل من البروم والنيتروجين.

٢. استخدم إجابتك السابقة في وزن المعادلة أعلاه.

قائمة تقييم ذاتي

بعد دراسة هذه الوحدة، أكمل الجدول كالاتي.

مستعدّ للمضي قدماً	متمكّن إلى حدّ ما	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	أراجع الموضوع	أستطيع أن
			١-٤	أستنتج أعداد التأكسد للعناصر الموجودة في المركّبات، والأيونات.
			١-٤	أستخدم الأرقام الرومانية لتحديد عدد التأكسد لعنصر ما في مركّب.
			٢-٤	أشرح المصطلح أكسدة-اختزال من خلال انتقال الإلكترونات والتغيّرات التي تحدث في أعداد التأكسد وأستخدمه.
			٢-٤	أشرح المصطلح الأكسدة-الاختزال الذاتي من خلال انتقال الإلكترونات، والتغيّرات التي تحدث في أعداد التأكسد وأستخدمه.
			٢-٤	أشرح المصطلحين عامل مؤكسد وعامل مختزل وأستخدمهما.
			٣-٤	أستخدم التغيّرات في أعداد التأكسد للمساعدة في وزن المعادلات الكيميائية.

الوحدة الخامسة <

الاتزان الكيميائي

Chemical Equilibrium



- ١-٥ يفهم المقصود بالتفاعل المنعكس.
- ٢-٥ يفهم المقصود بالاتزان الديناميكي من حيث تساوي معدل سرعة التفاعل الأمامي مع معدل سرعة التفاعل العكسي وثبات تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.
- ٣-٥ يفهم أهمية نظام مغلق كشرط أساسي في تحقيق الاتزان الديناميكي
- ٤-٥ يعرف مبدأ لوشاتيليه بأنه: إذا حدث تغيير في نظام كيميائي في حالة اتزان ديناميكي، سينزاح الاتزان الكيميائي في الاتجاه الذي يحد من تأثير هذا التغيير.
- ٥-٥ يستخدم مبدأ لوشاتيليه ليستنتج، نوعياً، تأثيرات التغييرات في درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط أو وجود عامل حفاز على نظام كيميائي في حالة اتزان.
- ٦-٥ يستنتج علاقة ثابت الاتزان من حيث التراكيز K_c
- ٧-٥ يستخدم معادلات K_c لإجراء عمليات حسابية (لن تحتاج إلى مثل هذه الحسابات حل معادلات تربيعية، "معادلات من الدرجة الثانية").
- ٨-٥ يحسب الكميات الموجودة في حالة الاتزان، بالاعتماد على البيانات المعطاة.
- ٩-٥ يحدّد ما إذا كانت التغييرات في درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط أو وجود عامل حفاز تؤثر على قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما
- ١٠-٥ يفهم المصطلحين: الكسر المولي والضغط الجزئي ويستخدمهما.
- ١١-٥ يستنتج علاقة ثابت الاتزان من حيث الضغوط الجزئية K_p
- ١٢-٥ يستخدم معادلات K_p لإجراء عمليات حسابية (لن تتطلب مثل هذه الحسابات حل معادلات تربيعية، "معادلات من الدرجة الثانية").
- ١٣-٥ يصف الشروط المستخدمة في عملية هابر وعملية التماس، كأثلة على أهمية فهم الاتزان الديناميكي في الصناعة الكيميائية وتطبيق مبدأ لوشاتيليه، ويشرحها.

قبل أن تبدأ بدراسة الوحدة

١. بتبادل الأدوار مع زملائك، اشرح المقصود بكل مما يلي:
 - أ. التناسب الكيميائي
 - ب. رموز الحالة الفيزيائية
 - ج. المول
 - د. درجة حرارة الغرفة وضغطها (r.t.p.)
 - هـ. النموذج القياسي
 - و. التفاعل المنعكس
 - ز. حالة الاتزان
٢. اكتب ما تعرفه عن تفاعل ما يكون في حالة اتزان، والعوامل التي تؤثر على هذا الاتزان. قارن إجاباتك بإجابات زملائك.
٣. لقد أجريت في الوحدة ٢ حسابات مستخدمًا المول، بما في ذلك حسابات تتضمن تراكيز المحاليل وحجوم الغازات. اكتب المعادلات جميعها التي تربط هذه المفاهيم بعضها ببعض.
٤. ما وحدة قياس كل من: الحجم والضغط ودرجة الحرارة؟ وما الوحدات الأساسية الشائعة الاستخدام؟



الصورة ٥-١ مصنع حديث لإنتاج الأمونيا.

للعملية إلى نحو 9×10^{10} ج للطن الواحد من الأمونيا. إلا أن بعض المشكلات ما زالت قائمة، ومن ضمنها مشكلات التلوث الناتج من استخدام الفحم لتزويد المصانع بالطاقة والهيدروجين. إضافة إلى ذلك، فقد تمّ استخدام تحليل كهربائي ذي كفاءة ضعيفة من حيث الطاقة لإنتاج الهيدروجين.

وفي العام 1960م، تحوّلت الكثير من مصانع الأمونيا إلى الغاز الطبيعي، مستخدمة مشتقات البترول لإنتاج الهيدروجين، الأمر الذي أدى إلى زيادة أكبر في كفاءة العملية ككل من حيث استهلاك الطاقة (الصورة ٥-١). أمّا في مصانع الأمونيا الحديثة، فقد ازدادت الكفاءة بشكل كبير، بحيث أصبحت عملية إنتاج الطن الواحد من الأمونيا تحتاج فقط إلى نحو 4×10^{10} ج. وتستخدم هذه المصانع معدن الروثينيوم (Ru) كعامل حفّاز، وهذا يقلل إلى حد كبير درجة الحرارة اللازمة للتشغيل.

تحسين الكفاءة Improving the efficiency

يتمّ تصنيع الأمونيا، التي تُستخدم على نطاق واسع في تصنيع الأسمدة وحمض النيتريك والنايلون، (الجدول ٥-١)، باستخدام عملية هابر، وذلك عن طريق تفاعل الهيدروجين والنيتروجين في وجود عامل حفّاز. وهذا التفاعل لا يتوقف، إذ يصل إلى حالة اتزان عندما يتساوى معدل سرعة التفاعل الأمامي مع معدل سرعة التفاعل العكسي. وتحتاج عملية تشغيل مصنع لتصنيع الأمونيا إلى كمية ضخمة جدًّا من الطاقة. لذا عمل الكيميائيون على مدى المئة عام الماضية على خفض كلفة الطاقة المستخدمة والحدّ من التلوث.

وقبل اختراع عملية هابر، كانت الأمونيا تصنع إما بطريقة عمليات القوس الكهربائي، التي كانت تستخدم طاقة كهرومائية رخيصة، ولكنها كانت تتطلب درجة حرارة تصل إلى 3000°C كي تعمل، حيث كانت كمية الطاقة اللازمة لتصنيع طن واحد من الأمونيا تساوي 5×10^{11} ج. أو بطريقة السيناميد، والتي كانت تستخدم درجة حرارة أقل من عملية القوس الكهربائي بـ 1000°C تقريبًا، ولكنها تنتج الكثير من النفايات الملوثة.

وقد دفع عدم كفاءة هاتين العمليتين؛ في اتجاه تطوير عملية هابر للتصنيع المباشر للأمونيا من الهيدروجين والنيتروجين. هذه العملية تتميز بإنتاج أمونيا نقية، إلا أنها لا تزال في حاجة إلى درجة حرارة وضغط مرتفعين. ولقد كان الجانب الأساسي المهم في هذه العملية هو إيجاد عامل حفّاز مناسب للتفاعل. ففي البداية، تم استخدام الأوزميوم (Os) كعامل حفّاز، لكن الحصول عليه كان بالغ الصعوبة بالإضافة إلى إنه شديد السميّة. ثم بعد ذلك تمّ تطوير عامل حفّاز مكوّن من أكسيد الحديد المطلي بالحديد، الأمر الذي أدى إلى خفض الطاقة اللازمة

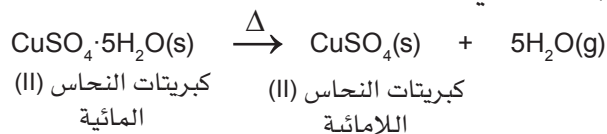
الدولة	الصين	الهند	روسيا	أمريكا	إندونيسيا
كمية NH_3 (طن/عام)	45 500 000	12 000 000	10 000 000	8 800 000	5 000 000

الجدول ٥-١ الدول الأكثر إنتاجًا للأمونيا.

٥-١ التفاعلات المنعكسة واللاتزان

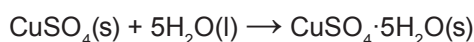
التفاعلات المنعكسة

كثير من المواد الكيميائية تتفاعل وتتحول إلى مواد ناتجة. إلا أن العديد من هذه التفاعلات، يمكن عكسها بتغيير ظروف التفاعل وإنتاج المواد المتفاعلة مرة أخرى. فعلى سبيل المثال، عند تسخين (Δ) كبريتات النحاس (II) المائية (مادة صلبة لونها أزرق)، فإنها تفقد ماء التبلور الخاص بها، وتتحول إلى كبريتات النحاس (II) اللامائية (مادة صلبة لونها أبيض) (الصورة ٥-٢). ويتم ذلك وفقاً للمعادلة الآتية:



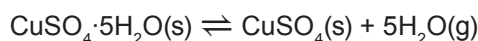
يسمى هذا التفاعل بالتفاعل الأمامي.

أما عند إضافة الماء إلى كبريتات النحاس (II) اللامائية، فإن التفاعل يحدث في الاتجاه العكسي، وفق المعادلة الآتية:

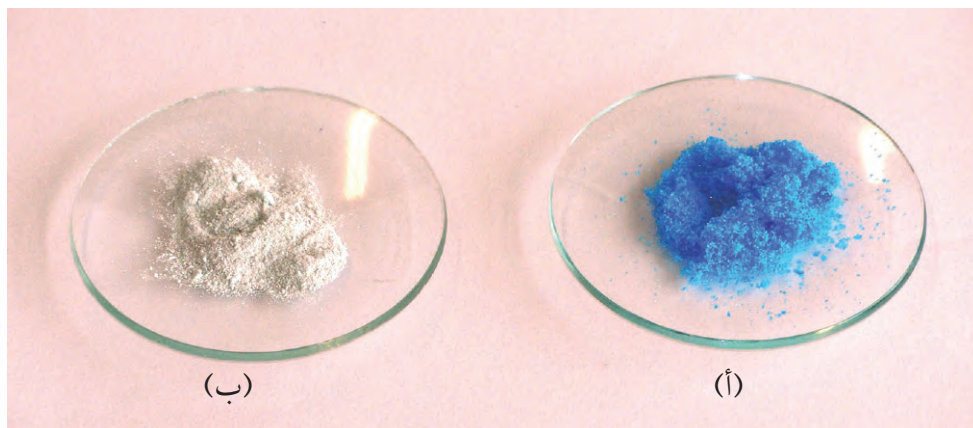


ويسمى هذا التفاعل بالتفاعل العكسي.

ويمكن التعبير عن هذين التفاعلين في المعادلة نفسها باستخدام نصفي- سهمين (⇌)، وفق المعادلة الآتية:



ويسمى التفاعل الذي يمكن أن تتفاعل فيه المواد الناتجة لتعيد تكوين المواد المتفاعلة الأصلية **التفاعل المنعكس** . **Reversible reaction**



مصطلحات علمية

التفاعل المنعكس

:Reversible reaction

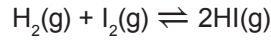
تفاعل يمكن خلاله إعادة تحويل المواد الناتجة إلى مواد متفاعلة عن طريق تغيير الظروف.

الصورة ٥-٢ (أ) كبريتات النحاس (II) المائية (لونها أزرق)، و(ب) كبريتات النحاس (II) اللامائية (لونها أبيض).

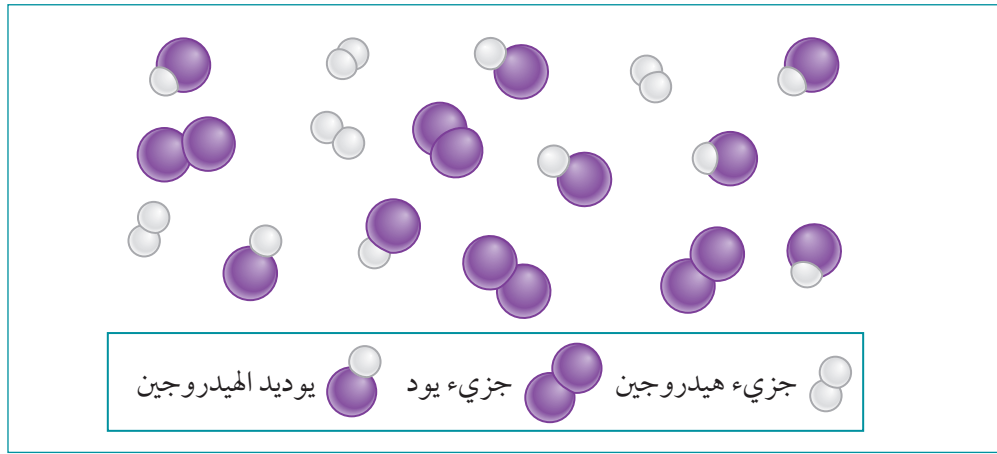
التفاعلات السابقة لا يحدثان في الوقت نفسه؛ حيث لا يتم التسخين وإضافة الماء في وقت واحد. إلا أن هناك نوعاً من التفاعلات الكيميائية التي يحدث فيها التفاعل الأمامي والعكسي في الوقت نفسه.

كما أن كثيراً من التفاعلات الكيميائية لا تُستهلك فيها المواد المتفاعلة كلياً، على الرغم من تكون المواد الناتجة، الأمر الذي يعني عدم الحصول على الحد الأقصى من المردود النظري، ويؤدي إلى تكون مخلوط من المواد الناتجة والمتفاعلة.

تتفاعل المواد الناتجة فيما بينها لإعادة تكوين المواد المتفاعلة، وفي الوقت نفسه تتفاعل المواد المتفاعلة لتكوين المواد الناتجة. وعندما يبلغ التفاعل حالة من الثبات، فإن كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة تبقى ثابتة، ويكون التفاعل قد بلغ حالة الاتزان. وهذا النوع من التفاعلات المنعكسة يسمّى **تفاعل اتزان Equilibrium reaction**. فعلى سبيل المثال، لاحظ التفاعل بين الهيدروجين واليود الذي يحصل في أنبوبة زجاجية مغلقة عند درجة حرارة 400°C، وفق المعادلة الآتية:



عند بلوغ حالة الاتزان، تتفكك جزيئات يوديد الهيدروجين إلى هيدروجين ويود، وبمعدل السرعة نفسه تتفاعل جزيئات الهيدروجين واليود معاً لتكوين يوديد الهيدروجين (الشكل ١-٥).



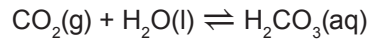
مصطلحات علمية

تفاعل الاتزان

Equilibrium reaction: التفاعل الذي تكون فيه كلا المواد المتفاعلة والمواد الناتجة موجودة بنسب تراكيز (كمية) ثابتة عند ظروف معينة.

الشكل ١-٥ تفاعل الاتزان بين غاز الهيدروجين وغاز اليود وغاز يوديد الهيدروجين.

فمثلاً عند تصنيع المشروبات الغازية، تتم إذابة غاز ثاني أكسيد الكربون (CO₂) في الماء بفعل الضغط. وعند نزع غطاء زجاجة المشروب الغازي، تنطلق فقاعات من غاز ثاني أكسيد الكربون؛ لكن مع إعادة إغلاق الزجاجة، يتوقف ظهور هذه الفقاعات. كما هو موضح في تفاعل الاتزان الذي يتم وفق المعادلة الآتية:



حيث يحدث التفاعل الأمامي أثناء عملية التصنيع، ويحدث التفاعل العكسي عند فتح الزجاجة.

خصائص تفاعل الاتزان

- يتميز التفاعل الكيميائي في حالة الاتزان في ظروف ثابتة بما يلي:
١. يكون الاتزان ديناميكياً حيث يحدث التفاعل الأمامي والعكسي بمعدل السرعة نفسه.
 ٢. تبقى تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة ثابتة عند الاتزان.
 ٣. يتطلب تفاعل الاتزان **نظاماً مغلقاً Closed system**.

مصطلحات علمية

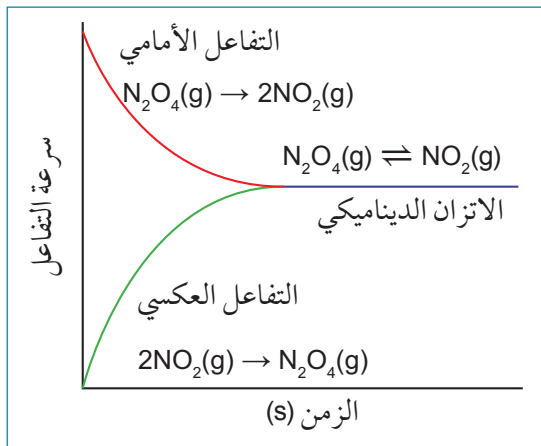
نظام مغلق

Closed system:

النظام الذي لا تتسرب منه المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة من مخلوط التفاعل.

الاتزان الديناميكي

مصطلح **الاتزان الديناميكي** **Dynamic equilibrium** يعني أن جسيمات (جزيئات أو أيونات) المواد المتفاعلة والنتيجة تكون في تفاعل مستمر. أي إن المواد المتفاعلة تتحوّل باستمرار إلى مواد ناتجة، وإن المواد الناتجة تتحوّل باستمرار إلى مواد متفاعلة. وفي حالة الاتزان، يكون معدل سرعة التفاعل الأمامي مساوياً لمعدل سرعة التفاعل العكسي؛ أي إن جسيمات المواد المتفاعلة تصبح مواد ناتجة، وإن جسيمات المواد الناتجة تصبح مواد متفاعلة بمعدل السرعة نفسه. فعلى سبيل المثال، يتحول غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O_4)، إلى غاز ثنائي أكسيد النيتروجين (NO_2) في تفاعل منعكس. يوضح الشكل أدناه كيف يتغير معدل سرعة كل من التفاعلين الأمامي والعكسي وصولاً إلى تحقق حالة الاتزان الديناميكي.



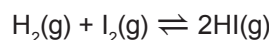
مصطلحات علمية

الاتزان الديناميكي **Dynamic equilibrium**: تفاعل تتحوّل فيه المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة بمعدل السرعة نفسه الذي تتحوّل فيه المواد الناتجة إلى مواد متفاعلة مرة أخرى.

الشكل ٥-٢

ثبات تراكيز المواد المتفاعلة وتراكيز المواد الناتجة عند الاتزان

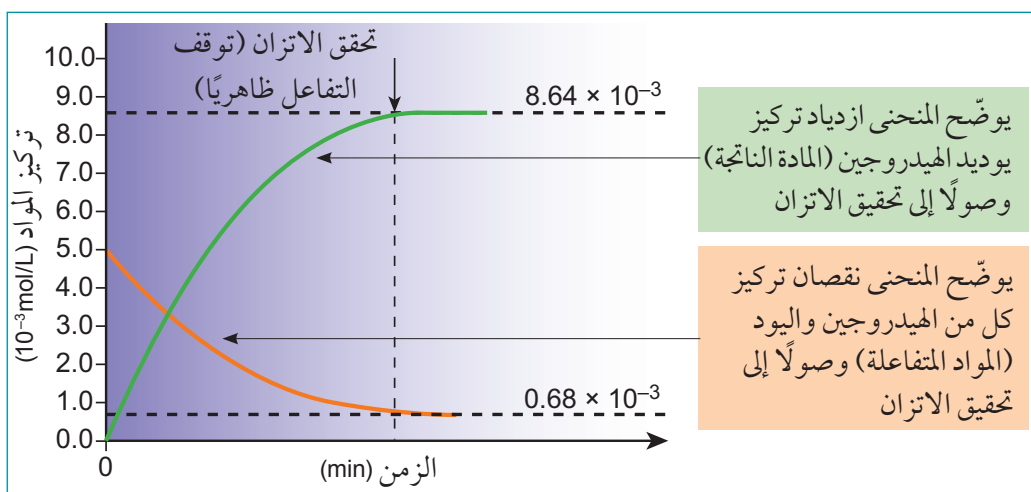
تبقى التراكيز ثابتة لأنه، في حالة الاتزان، يكون معدل سرعة التفاعل الأمامي مساوياً لمعدل سرعة التفاعل العكسي. ويمكن الوصول إلى حالة الاتزان من كلا التفاعلين، فعلى سبيل المثال، في التفاعل الآتي:



يمكن البدء باستخدام:

مخلوط من غاز الهيدروجين عديم اللون وبخار اليود ذي اللون الأرجواني، أو غاز يوديد الهيدروجين عديم اللون.

يوضح الشكل (٥-٣) ما يحدث عند تفاعل 5.00×10^{-3} mol من جزيئات الهيدروجين مع 5.00×10^{-3} mol من جزيئات



يوضح المنحنى ازدياد تركيز يوديد الهيدروجين (المادة الناتجة) وصولاً إلى تحقيق الاتزان

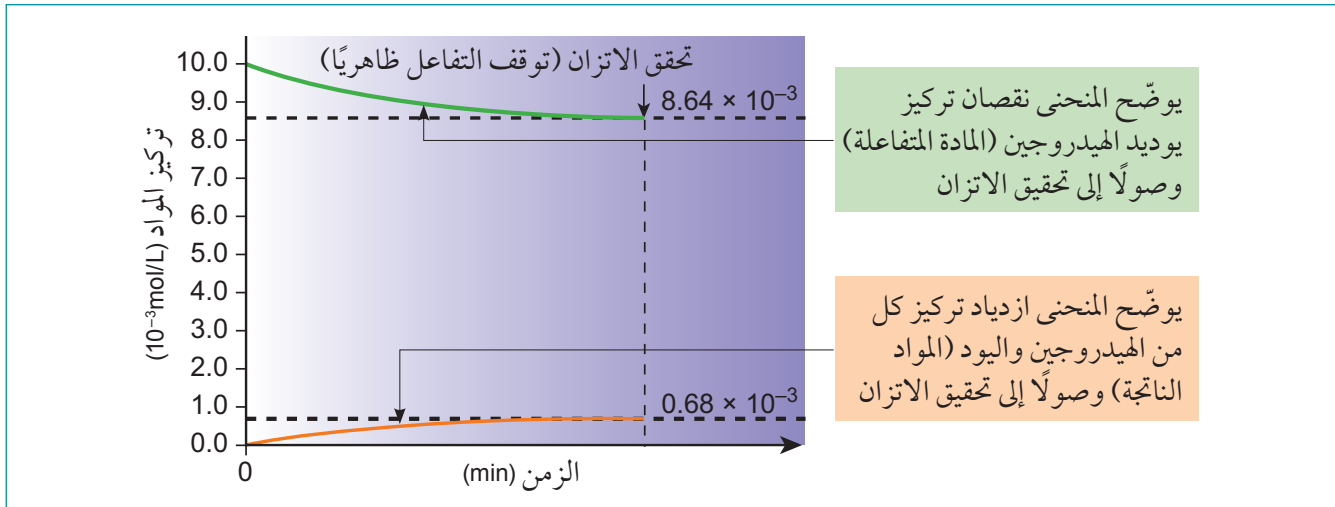
يوضح المنحنى نقصان تركيز كل من الهيدروجين واليود (المواد المتفاعلة) وصولاً إلى تحقيق الاتزان

الشكل ٥-٣ يوضح التفاعل الأمامي والتغيرات في تراكيز مواد التفاعل.

الوحدة الخامسة: الاتزان الكيميائي

اليود عند درجة حرارة مقدارها $227\text{ }^{\circ}\text{C}$ في وعاء حجمه 1 L . مع مرور الزمن، يتلاشى اللون الأرجواني لبخار اليود إلى أن يتم الوصول إلى حالة الاتزان. عند تحقق الاتزان، يحتوي المخلوط على $0.68 \times 10^{-3}\text{ mol}$ من اليود و $8.64 \times 10^{-3}\text{ mol}$ من يوديد الهيدروجين.

ويوضح الشكل (٤-٥) أنه يمكن الوصول إلى حالة الاتزان نفسها عندما يتفكك $10.00 \times 10^{-3}\text{ mol}$ من يوديد الهيدروجين، في الظروف نفسها، إلى يود وهيدروجين. مع مرور الوقت، تزداد شدة اللون الأرجواني لمخلوط المواد المتفاعلة تدريجياً إلى أن يتم الوصول إلى حالة الاتزان. الأمر الذي يعني أنه قد تم الوصول إلى تراكيز الاتزان السابقة للجزيئات الثلاثة جميعها.



الشكل ٤-٥ يوضح التفاعل العكسي والتغيرات في تراكيز مواد التفاعل.

مهم

- يمكن الوصول إلى حالة الاتزان من خلال البدء إما بالمواد المتفاعلة فقط، أو بالمواد الناتجة فقط.
- عند الاتزان، تكون تراكيز المواد الناتجة والمواد المتفاعلة ثابتة.
- في حالة الاتزان، تتفاعل جسيمات المواد المتفاعلة لتكوين جسيمات المواد الناتجة بمعدل السرعة نفسه الذي تتفاعل فيه جسيمات المواد الناتجة لتكوين جسيمات المواد المتفاعلة.

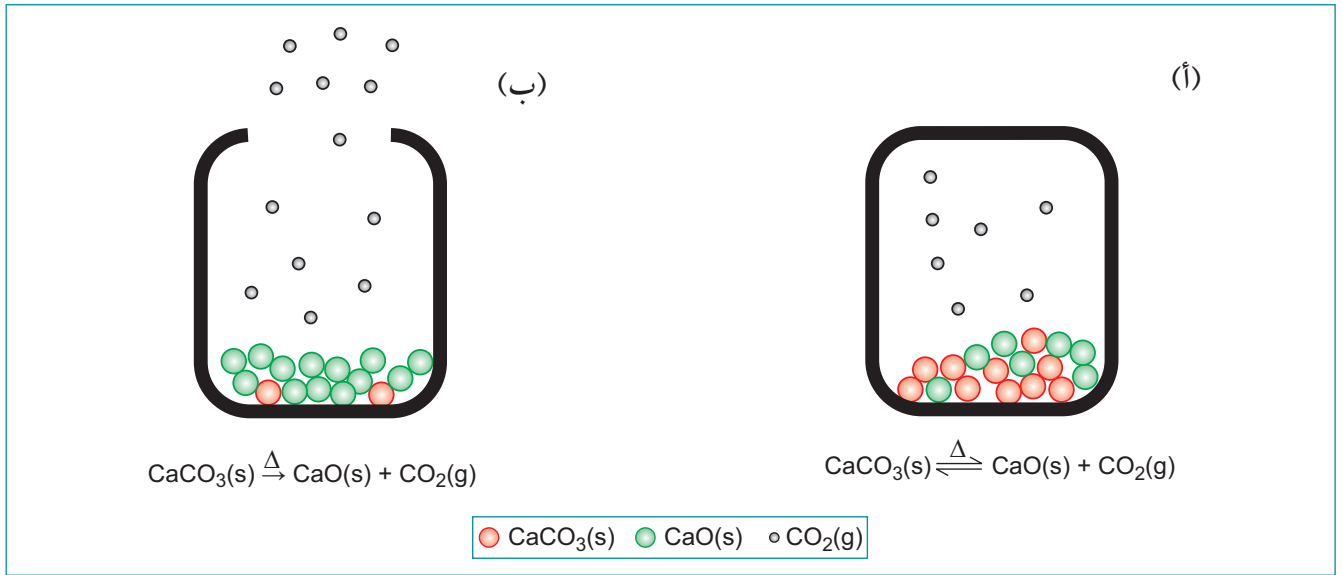
سؤال

- ١) ترتبط الأسئلة الآتية بالمعلومات الواردة في الشكل (٣-٥).
- أ. لماذا تكون تراكيز اليود والهيدروجين متساوية عند الاتزان؟
 - ب. صف كيف تتغير شدة لون مخلوط التفاعل مع مرور الزمن.
 - ج. فسر سبب احتواء المخلوط الناتج في حالة الاتزان على $8.64 \times 10^{-3}\text{ mol}$ من جزيئات يوديد الهيدروجين مقابل $0.68 \times 10^{-3}\text{ mol}$ من اليود أو الهيدروجين.

النظام المغلق

النظام المغلق هو النظام الذي لا تتسرب منه المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة من مخلوط التفاعل. ففي النظام المفتوح، تُفقد بعض المواد بتسربها إلى محيط التفاعل. يوضح الشكل (٥-٥) الفرق بين نظام مغلق وآخر مفتوح أثناء تسخين كربونات الكالسيوم عند درجة حرارة مرتفعة في حاوية. ففي النظام المغلق (الشكل ٥-٥أ) لا يحدث تسرب لغاز ثاني أكسيد الكربون، وتكون كربونات الكالسيوم في حالة اتزان مع أكسيد الكالسيوم وثاني أكسيد الكربون؛ أما في حالة النظام المفتوح (الشكل ٥-٥ب) فيتسرب غاز ثاني أكسيد الكربون كلما تفككت كربونات الكالسيوم حتى ينتهي التفاعل.

علمًا أنه يمكن دراسة الكثير من التفاعلات الكيميائية دون وضعها في أوعية مغلقة. إذ يمكنها الوصول إلى حالة الاتزان في دوارق مفتوحة إذا حدث التفاعل كليًا في محلول ولم يحدث خلاله فقد للغاز.



الشكل ٥-٥ (أ) نظام مغلق. لا يحدث فيه تسرب لغاز ثاني أكسيد الكربون. (ب) نظام مفتوح. يحدث فيه تسرب لغاز ثاني أكسيد الكربون.

أسئلة

٢) تحتوي كأس زجاجية على محلول مائي مشبع من كلوريد الصوديوم مع كلوريد الصوديوم الصلب وغير الذائب. في هذا المخلوط غير المتجانس، تتحرك أيونات الصوديوم وأيونات الكلوريد في شكل متواصل من المادة الصلبة إلى المحلول، ومن المحلول إلى المادة الصلبة.

أ. اشرح سبب اعتبار هذا النظام مغلقًا.

ب. اشرح سبب عدم تغيير تركيز محلول كلوريد الصوديوم المشبع، على الرغم من أن الأيونات تتحرك في شكل متواصل من المادة الصلبة إلى داخل المحلول.

٣) البروم سائل بني مُحَمَّر يتبخر عند درجة حرارة الغرفة؛ فإذا تمّ وضع كمية من سائل البروم داخل إناء مغلق، نلاحظ أن لون بخار البروم الموجود فوق السائل يتحول داكنًا أكثر فأكثر إلى أن يبلغ درجة يصبح فيها هذا اللون ثابتًا، ويبقى البروم السائل موجودًا داخل الإناء. اشرح ما يحدث، من حيث التغيرات في تركيز جزيئات البروم الموجودة في البخار.

٢-٥ حالة الاتزان

يشير موضع الاتزان إلى الكميات النسبية للمواد الناتجة والمواد المتفاعلة الموجودة في مخلوط تفاعل اتزان ما. إذا حدث اختلال في نظام موجود في حالة اتزان، على سبيل المثال تغيّر تركيز المواد الناتجة بالنسبة إلى المواد المتفاعلة، نقول عندها إن موضع الاتزان قد انزاح نحو اليمين. أمّا إذا قلّ تركيز المواد الناتجة بالنسبة إلى المواد المتفاعلة، فنقول عندها إن موضع الاتزان قد انزاح نحو اليسار.

مهم

- تذكر أنه على الرغم من أن تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة تكون ثابتة عند الاتزان، فإن هذا لا يعني أنها متساوية.
- تشير حالة الاتزان إلى مدى تقدم التفاعل نحو المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة.
- إذا كان تركيز المواد الناتجة أكبر من تركيز المواد المتفاعلة، فهذا يعني أن موضع الاتزان ينزاح في اتجاه الطرف الأيمن من المعادلة (اتجاه المواد الناتجة).
- إذا كان تركيز المواد الناتجة أقل بكثير من تركيز المواد المتفاعلة، فهذا يعني أن موضع الاتزان ينزاح في اتجاه الطرف الأيسر من المعادلة (اتجاه المواد المتفاعلة).
- تذكر أنه بالنسبة إلى تفاعلات الاتزان، يجب عليك دائماً العودة إلى المعادلة المعطاة. فإذا كتبها في الاتجاه الآخر (المعكس)، فإن المواد المتفاعلة تكون هي المواد الناتجة.

مبدأ لوشاتيليه

يكون النظام في حالة اتزان عند ظروف معينة، وفي حالة حدوث تغيرات في التركيز أو الضغط (في حالة المواد المتفاعلة أو الناتجة في الحالة الغازية) أو درجة الحرارة، عندها سيختل اتزان هذا النظام. وقد لاحظ الكيميائي الفرنسي هنري لوشاتيليه (1850-1936م) كيف تؤثر هذه العوامل على الاتزان. لذلك طرح قاعدة عامة تسمى **مبدأ لوشاتيليه Le Chatelier's principle**، والتي تنص على ما يلي:

إذا تغير عامل واحد أو أكثر من العوامل التي تؤثر على الاتزان الديناميكي، ينزاح موضع الاتزان في الاتجاه الذي يحدّ من تأثير هذا التغير.

ويمكن توقع تأثير تغيّر التركيز والضغط بالرجوع إلى التناسب الكيميائي للتفاعل، كما يمكن توقع تأثير تغيّر درجة الحرارة بالرجوع إلى تغيّر المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH).

مصطلحات علمية

مبدأ لوشاتيليه

Le Chatelier's principle

إذا حدثت تغييرات في التركيز أو الضغط، (إذا كانت المواد المتفاعلة أو الناتجة في الحالة الغازية)، أو درجة الحرارة، لنظام في حالة اتزان ديناميكي، ينزاح موضع الاتزان في الاتجاه الذي يحد من تأثير هذا التغير.

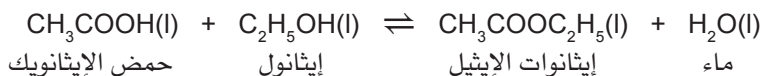
تأثير التركيز على حالة الاتزان

عندما يزداد تركيز مادة واحدة أو أكثر من المواد المتفاعلة يحدث الآتي:

- لا يكون النظام في حالة اتزان.
- ينزاح موضع الاتزان نحو اليمين وفقاً للمعادلة الكيميائية، (التفاعل الأمامي)، أي اتجاه تكوين المواد الناتجة، للحدّ من تأثير ازدياد تركيز المادة أو المواد المتفاعلة.
- يتكوّن المزيد من المواد الناتجة إلى أن تتم استعادة حالة الاتزان.

عندما يزداد تركيز مادة واحدة أو أكثر من المواد الناتجة، يحدث الآتي:

- لا يكون النظام في حالة اتزان.
 - ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار وفقاً للمعادلة الكيميائية (التفاعل العكسي)، أي اتجاه تكوين المواد المتفاعلة، للحدّ من تأثير ازدياد تركيز المادة أو المواد الناتجة.
 - يتكوّن المزيد من المواد المتفاعلة إلى أن تتّم استعادة حالة الاتزان.
- فعلى سبيل المثال: سندرس تأثير التغيّر في تركيز مادة متفاعلة أو مادة ناتجة على التفاعل الذي يتمّ وفقاً للمعادلة الآتية:



ماذا يحدث عند إضافة المزيد من الإيثانول؟

استناداً إلى مبدأ لوشاتيليه عند زيادة تركيز الإيثانول، ينزاح التفاعل في اتجاه التقليل من تأثير تركيز الإيثانول المضاف. حيث يتفاعل المزيد من الإيثانول مع حمض الإيثانويك، الأمر الذي يؤدي إلى تكوّن مزيد من إيثانوات الإيثيل والماء (المادتان الناتجتان). لذا، ينزاح موضع الاتزان نحو اليمين، وبالتالي يصل النظام إلى حالة الاتزان مرة أخرى.

ماذا يحدث عند إضافة المزيد من الماء؟

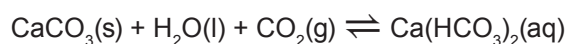
استناداً إلى مبدأ لوشاتيليه عند زيادة تركيز الماء، ينزاح التفاعل في اتجاه التقليل من تأثير تركيز الماء المضاف. حيث يتفاعل المزيد من الماء مع إيثانوات الإيثيل، الأمر الذي يؤدي إلى تكوّن مزيد من حمض الإيثانويك والإيثانول (المادتان المتفاعلتان). لذا، ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار، وبالتالي يصل النظام إلى حالة الاتزان مرة أخرى.

ماذا يحدث عند إزالة بعض من الماء؟

استناداً إلى مبدأ لوشاتيليه عند إزالة بعض الماء، ينزاح التفاعل في اتجاه التقليل من تأثير نقصان تركيز الماء. حيث يتفاعل المزيد من حمض الإيثانويك مع الإيثانول، الأمر الذي يؤدي إلى تكوّن مزيد من إيثانوات الإيثيل والماء (المادتان الناتجتان). لذا، ينزاح موضع الاتزان نحو اليمين، وتعويض النقص في الماء ليصل النظام إلى حالة الاتزان.



تعبّر الصورة (٥-٣) عن ظاهرة طبيعية هي تكوين الصواعد والهوابط الصخرية في الكهوف. وهذه الظاهرة هي أحد الأمثلة على تأثير تغيّر التركيز في حالة اتزان ما. حيث يحتوي المحلول المائي الذي يمر عبر صخور الكهف على ثاني أكسيد الكربون و كربونات الكالسيوم الهيدروجينية الذائبين في الماء. وفقاً للمعادلة الآتية:

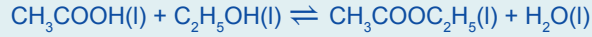


الصورة ٥-٣ كهف الهوتة في سلطنة عمان.

فعندما تتساقط قطرات صغيرة جداً من ذلك المحلول على سطح الكهف، يتسرب بعض من ثاني أكسيد الكربون الذائب في القطرات إلى الهواء، أي يقل تركيز غاز ثاني أكسيد الكربون في المحلول، ما يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار، وترسب المزيد من كربونات الكالسيوم (CaCO_3)، وتشكل الهوابط أو الصواعد، لتأخذ أشكالاً متنوعة عبر ملايين السنين.

سؤال

٤ أ. أجب عن الأسئلة المتعلقة بالتفاعل الذي يحدث وفقاً للمعادلة الآتية:

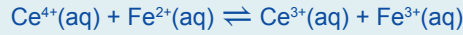


اشرح الاتجاه الذي ينزاح فيه تفاعل الاتزان عند:

١. إضافة مزيد من $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{l})$

٢. إزالة بعض من $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$

ب. أجب عن الأسئلة المتعلقة بالتفاعل الذي يحدث وفقاً للمعادلة الآتية:



صف الاتجاه الذي ينزاح فيه تفاعل الاتزان مع تبرير إجابتك عند:

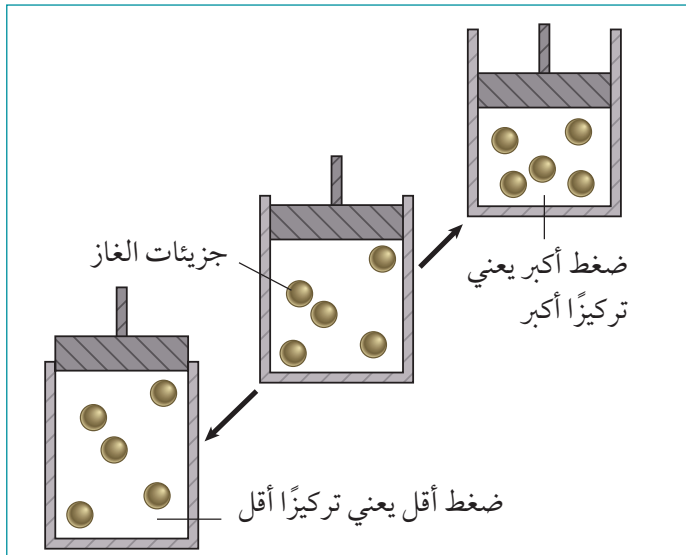
١. زيادة تركيز أيونات $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.

٢. إضافة ماء إلى محلول الاتزان.

تأثير الضغط على حالة الاتزان

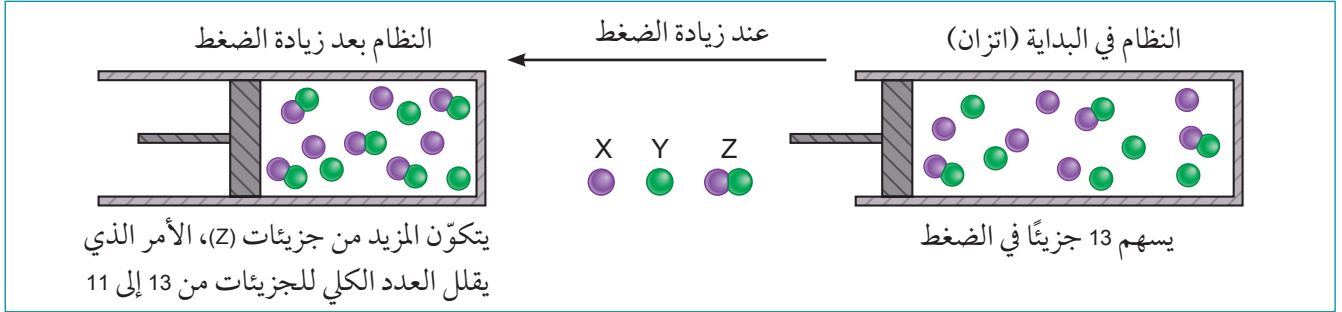
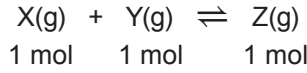
يؤثر تغيير الضغط فقط على التفاعلات التي تحتوي على مواد متفاعلة أو مواد ناتجة في الحالة الغازية. فالجزيئات أو الأيونات الموجودة في المواد الصلبة والسائلة تكون متقاربة ومتراصة جداً، وبالتالي لا يمكن ضغطها بسهولة؛ أما جزيئات الغازات فتكون متباعدة جداً بعضها عن بعض، لذا تتأثر بالضغط عليها (الشكل ٥-٦).

ينتج ضغط غاز ما من اصطدام جزيئاته بجدران الوعاء الذي يحتويه، ويسهم كل جزيء في مخلوط من الغازات في الضغط الكلي لهذا المخلوط. لذا، كلما ازداد عدد جزيئات الغاز الموجودة في حجم معين، عند درجة حرارة ثابتة، ازداد الضغط.



الشكل ٥-٦ يؤثر الضغط تأثيراً كبيراً على تركيز الغازات.

ويوضح الشكل (٧-٥) ما يحدث عند زيادة الضغط في التفاعل الذي يتم وفق المعادلة الآتية:

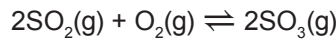


الشكل ٧-٥ يوضح تأثير ازدياد الضغط على التفاعل المبين أعلاه.

يلاحظ من الشكل أعلاه أنه عند زيادة الضغط على نظام التفاعل يزداد التركيز، وازدياد التركيز يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان نحو تقليل العدد الإجمالي للجزيئات في وعاء التفاعل، أي نحو التفاعل الأمامي. يُظهر هذا التفاعل مؤلّين من الغاز على الطرف الأيسر من المعادلة، ومولاً واحداً على طرفها الأيمن. فعند زيادة الضغط عند درجة حرارة ثابتة يحدث ما يلي:

- تصبح الجزيئات أقرب بعضها من بعض (زيادة التركيز).
- ينزاح موضع الاتزان نحو تقليل هذه الزيادة في الضغط (التفاعل الأمامي).
- ينزاح موضع الاتزان في الاتجاه الذي يكون فيه عدد جزيئات (عدد مولات) الغاز أقل، جهة المواد الناتجة، وذلك لإنتاج عدد أكبر من جزيئات (Z) يفوق ما كان ينتجه سابقاً، ليصل النظام إلى حالة اتزان جديدة.
- يتكوّن مزيد من المادة الناتجة (Z) عن طريق تفاعل المادتين المتفاعلتين (X) و (Y) إلى أن تتم استعادة حالة الاتزان من جديد.

فعلى سبيل المثال، بالنسبة إلى التفاعل الآتي:



يوجد ثلاثة مولات من جزيئات الغاز في الطرف الأيسر لمعادلة التفاعل، ومولان في طرفها الأيمن؛ الأمر الذي يعني أن تركيز الجزيئات أكبر في الطرف الأيسر.

عند زيادة الضغط

تصبح الجزيئات أقرب بعضها من بعض أي يزيد تركيز عدد الجزيئات. واستناداً إلى مبدأ لوشاتيليه، يجب أن ينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يقلل من عدد جزيئات الغاز. ما يعني أن موضع الاتزان ينزاح نحو الطرف الأيمن في المعادلة من خلال تفاعل المزيد من جزيئات (SO₂) مع جزيئات (O₂) لتكوين جزيئات (SO₃).

عند نقص الضغط

تصبح الجزيئات أكثر تباعداً بعضها عن بعض أي يقل تركيز عدد الجزيئات. واستناداً إلى مبدأ لوشاتيليه، يجب أن ينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يزيد من عدد جزيئات الغاز. ما يعني أن موضع الاتزان سوف ينزاح نحو الطرف الأيسر في المعادلة من خلال تفكك جزيئات (SO₃) وتكوّن المزيد من جزيئات (SO₂) و (O₂).

يلخّص الجدول (٥-٢) تأثير التغيرات في الضغط على تفاعلين غازيين آخرين. لاحظ الآتي:

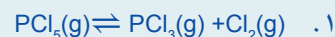
- إذا كانت أعداد جزيئات الغاز متساوية على طرفي المعادلة، لا يؤثر تغيير الضغط على حالة الاتزان.
- أما في حال تفاعل يتضمّن غازات ومواد صلبة أو سائلة، فيؤخذ في الاعتبار جزيئات الغاز فقط عند تحديد كيفية تأثير الضغط على الاتزان.

التغير في الضغط	عدد جزيئات أقل في الطرف الأيمن من المعادلة $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$	عدد جزيئات أكثر في الطرف الأيمن من المعادلة $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
ازدياد الضغط	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المادة الناتجة فيتكوّن مزيد من (NH_3)	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المادة المتفاعلة فيتكوّن مزيد من (N_2O_4)
نقصان الضغط	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المواد المتفاعلة فيتكوّن مزيد من (N_2) ، و (H_2)	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المادة الناتجة فيتكوّن مزيد من (NO_2)

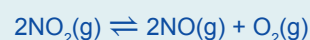
الجدول ٥-٢ تأثير التغير في الضغط على الاتزان في تفاعلات الغازات.

سؤال

٥. أ. تتبأ بتأثير ازدياد الضغط على كل من التفاعلين الآتيين:

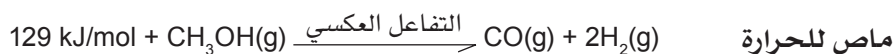
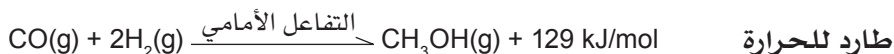


ب. تتبأ بتأثير نقصان الضغط على التفاعل الآتي:

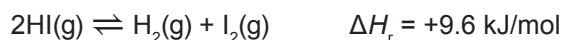


تأثير درجة الحرارة على حالة الاتزان

درست سابقاً أن التفاعلات الكيميائية تصنف من حيث التغيير في المحتوى الحراري إلى تفاعلات ماصة وطاردة للحرارة. إذا كان التفاعل طارداً للحرارة في الاتجاه الأمامي، فسيكون ماصاً للحرارة في الاتجاه العكسي. على سبيل المثال، يتفاعل غاز أحادي أكسيد الكربون مع غاز الهيدروجين في تفاعل منعكس لإنتاج الميثانول (CH_3OH) . توضح المعادلتان الآتيتان تغيرات الطاقة الحرارية في التفاعلين الأمامي والعكسي:



فمثلاً يُعدّ تفكك يوديد الهيدروجين تفاعلاً ماصاً للحرارة (التغير في المحتوى الحراري للتفاعل موجب (ΔH_r))، وفقاً للمعادلة الآتية:



يوضح الجدول (٥-٣) دراسة تأثير درجة الحرارة على تركيز كل من يوديد الهيدروجين والهيدروجين أو اليود في حالة الاتزان، للتفاعل الأمامي.

تركيز H ₂ أو I ₂ (المواد الناتجة) (mol/L)	تركيز HI (المواد المتفاعلة) (mol/L)	درجة الحرارة (°C)
0.033	0.934	25
0.068	0.864	230
0.107	0.786	430
0.114	0.773	490

الجدول ٥-٣ تأثير درجة الحرارة على تفكك يوديد الهيدروجين.

من الجدول (٥-٣) يلاحظ أنه كلما ازدادت درجة الحرارة ازداد تركيز المواد الناتجة لكون التفاعل ماصاً للحرارة. الأمر الذي يجعل موضع الاتزان ينزاح نحو اتجاه الطرف الأيمن وهذا التأثير مشابه لعملية إضافة مادة متفاعلة في المعادلة. ويمكن شرح ذلك باستخدام مبدأ لوشاتيليه:

- إن ازدياد درجة الحرارة يؤدي إلى ازدياد طاقة محيط التفاعل.
- فينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يحدث فيه امتصاص للطاقة، لكون التفاعل ماصاً للحرارة.
- استناداً إلى مبدأ لوشاتيليه، سوف ينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يقلل الازدياد في الطاقة.
- بالتالي ينزاح موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن في المعادلة، أي نحو إنتاج مزيد من (H₂) و (I₂) ليصل النظام إلى الاتزان من جديد.

إذا كان الارتفاع في درجة الحرارة يدعم التفاعل الماص للحرارة، فإن الانخفاض في درجة الحرارة يدعم التفاعل الطارد للحرارة وهو التفاعل العكسي، وهذا يعني:

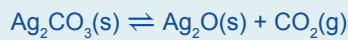
- أن الانخفاض في درجة الحرارة يقلل طاقة محيط التفاعل.
 - سوف ينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يحدث فيه إطلاق للطاقة، لكون التفاعل طارداً للحرارة.
 - استناداً إلى مبدأ لوشاتيليه، سوف ينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يحد من انخفاض الطاقة (ازدياد الطاقة).
 - بالتالي ينزاح موضع الاتزان نحو الطرف الأيسر في المعادلة، أي نحو إنتاج مزيد من (HI).
- يلخص الجدول (٥-٤) تأثير التغيرات في درجة الحرارة على حالة الاتزان للتفاعلات الماصة أو الطاردة للحرارة.

التغير في درجة الحرارة	تفاعل ماص للحرارة	تفاعل طارد للحرارة
ارتفاع درجة الحرارة	$2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g) \quad \Delta H_f = +9.6 \text{ kJ/mol}$	$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) \quad \Delta H_f = -202.0 \text{ kJ/mol}$
انخفاض درجة الحرارة	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المواد الناتجة فيتكوّن المزيد من (H ₂)، و (I ₂).	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المواد المتفاعلة فيتكوّن المزيد من (SO ₂)، و (O ₂).
	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المادة المتفاعلة فيتكوّن المزيد من (HI).	ينزاح موضع الاتزان في اتجاه المادة الناتجة فيتكوّن المزيد من (SO ₃).

الجدول ٥-٤ تأثير التغيرات في درجة الحرارة على التفاعلات الماصة أو الطاردة للحرارة.

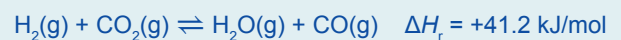
أسئلة

٧ بالنسبة إلى التفاعل الآتي:



يؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى ازدياد كمية ثاني أكسيد الكربون المتكوّن عند ضغط ثابت. هل هذا التفاعل ماص أم طارد للحرارة؟ اشرح إجابتك.

٦ تنبأ بتأثير ارتفاع درجة الحرارة على التفاعل الآتي:



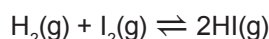
تأثير العوامل الحفّازة على حالة الاتزان

العامل الحفّاز مادة تزيد من معدل سرعة تفاعل كيميائي ما . وتقلل العوامل الحفّازة المدة الزمنية التي يستغرقها التفاعل للوصول إلى حالة الاتزان، دون أن يكون لها أي تأثير على حالة الاتزان. والسبب في ذلك أن العوامل الحفّازة تزيد معدل سرعة التفاعلات الأمامية والعكسية بالتساوي.

٣-٥ معادلات الاتزان وثابت الاتزان (K_c)

معادلات الاتزان

عندما يتفاعل الهيدروجين مع اليود في أنبوبة مغلقة عند درجة حرارة مقدارها 227°C ، ينشأ الاتزان الآتي:



يوضح الجدول (٥-٥) العلاقة بين تراكيز الاتزان لكل من H_2 ، I_2 ، HI ، حيث تشير الأقواس المربعة في العمود الأخير إلى تركيز المادة الموجودة داخل هذه الأقواس بوحدة mol/L. وتم تسجيل هذه النتائج وفق الخطوات الآتية:

- تجهيز عدة أنابيب بتراكيز ابتدائية مختلفة من الهيدروجين واليود.
- ترك محتويات الأنابيب حتى الوصول إلى حالة الاتزان عند درجة حرارة مقدارها 227°C .
- تحديد تراكيز كل من الهيدروجين، واليود، ويوديد الهيدروجين عند الاتزان.

$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$	تركيز HI عند الاتزان (mol/L)	تركيز I_2 عند الاتزان (mol/L)	تركيز H_2 عند الاتزان (mol/L)
161	8.64×10^{-3}	0.68×10^{-3}	0.68×10^{-3}
159	6.30×10^{-3}	0.50×10^{-3}	0.50×10^{-3}
161	18.8×10^{-3}	2.00×10^{-3}	1.10×10^{-3}
160	16.1×10^{-3}	0.65×10^{-3}	2.50×10^{-3}

الجدول ٥-٥ تراكيز اتزان H_2 ، I_2 ، و HI الموجودة في التفاعل $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$.

مهم

- تذكر أن القوسين المربعين، على سبيل المثال $[\text{Cl}_2]$ ، يُستخدمان لتوضيح تركيز المادة الموجودة بين القوسين. يجب التمييز بين هذه الأقواس وتلك الأقواس المربعة المستخدمة في تمثيل الأيونات المعقدة. (لقد سبق أن قرأت عن الرابطة التناسقية التساهمية في بعض المعقدات في الوحدة ٣).
- عند كتابة معادلات الاتزان، نفترض أن $[\text{X}][\text{Y}]$ تعني حاصل ضرب تركيز المادتين: $[\text{X}] \times [\text{Y}]$.
- من أجل الدقة يجب إضافة الأحرف السفلية eqm (تعني: اتزان equilibrium) بعد القوسين المربعين، كما في $[\text{Cl}_2]_{\text{eqm}}$ ، إلا أنه جرت العادة أن تحذف.

يوضح العمود الأخير في الجدول (0-0) العدد الذي نحصل عليه عبر ترتيب تراكيز (H_2) و (I_2) و (HI) بطريقة معيّنة. ونحصل على هذه المعادلة عبر قسمة مربع تركيز يوديد الهيدروجين على حاصل ضرب تراكيز الهيدروجين واليود عند الاتزان.

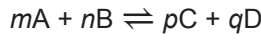
$$\frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(8.64 \times 10^{-3})^2}{(0.68 \times 10^{-3})(0.68 \times 10^{-3})} = 161$$

يلاحظ أن هذه المعادلة تعطي قيمة ثابتة تقريبية قريبة من 160 مهما كانت تراكيز H_2 ، و I_2 ، و HI ، الابتدائية.

وهذا الثابت يسمى **ثابت الاتزان** (K_c) **Equilibrium constant**، حيث يشير الحرف السفلي "c" إلى أنه قد تمّ استخدام قيم التراكيز في الحسابات.

ثمّة علاقة بسيطة تربط (K_c) مع تراكيز الاتزان للمواد المتفاعلة والنتيجة ومعاملات التناسب الكيميائي للمعادلة، وتسمّى **بمعادلة الاتزان** **Equilibrium expression**.

بالنسبة إلى التفاعل العام الآتي:



(حيث تمثل m ، و n ، و p ، و q عدد المولات الموجودة في المعادلة الكيميائية الموزونة،

أي معاملات التناسب الكيميائي للمعادلة)

تُكتب معادلة ثابت الاتزان على النحو الآتي:

$$K_c = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}$$

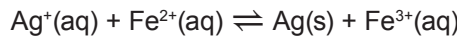
تركيز المادة الناتجة D

$$K_c = \frac{[C]^p [D]^q}{[A]^m [B]^n}$$

عدد مولات المادة الناتجة D ←
عدد مولات المادة المتفاعلة B ←

تركيز المادة المتفاعلة B

تُستخدم هذه المعادلة لحساب (K_c) عندما تكون المواد المتفاعلة والنتيجة متجانسة أو محاليل أو غازات. في معادلات الاتزان التي تتضمن مادة صلبة، يتمّ تجاهل هذه المادة الصلبة، وذلك لأن تركيزها يبقى ثابتاً حتى ولو كانت كميتها كبيرة. فعلى سبيل المثال، بالنسبة إلى التفاعل الآتي:



تكون معادلة ثابت الاتزان:

$$K_c = \frac{[Fe^{3+}]}{[Ag^+][Fe^{2+}]}$$

مصطلحات علمية

ثابت الاتزان

Equilibrium constant, K_c

حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مقسوماً على

حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة، وكل من هذه

التراكيز يكون مرفوعاً لأس يساوي عدد المولات في المعادلة الموزونة.

معادلة الاتزان

Equilibrium expression

علاقة تربط ثابت الاتزان

(K_c) بتراكيز المواد المتفاعلة

والنتيجة ومعاملات التناسب الكيميائي للمعادلة.

مهم

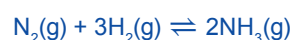
- تذكّر أن تراكيز المواد الناتجة تكون في البسط (numerator)، وتكون تراكيز المواد المتفاعلة في المقام (denominator).
- لا تتضمن معادلة الاتزان المواد الصلبة أو السائلة النقية في التفاعلات غير المتجانسة لأن تراكيزها تعد ثابتة عند درجة حرارة معيّنة.
- لا تتضمن معادلة ثابت الاتزان الماء في حال استخدامه كمذيب في التفاعل لأن تركيزه يظل ثابتاً.

وحدات قياس ثابت الاتزان (K_c)

في معادلة الاتزان، تمثل كل صيغة موجودة بين قوسين مربعين تركيز مادة كيميائية ما بوحدة mol/L، وبالتالي فإن وحدة قياس ثابت الاتزان (K_c) تعتمد على معاملات معادلة الاتزان.

أمثلة

١. أ. اكتب معادلة ثابت الاتزان (K_c) للتفاعل الآتي:



الحل:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

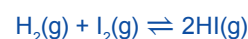
ب. اكتب معادلة ثابت الاتزان (K_c) للتفاعل الآتي:



الحل:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

٢. ما وحدة قياس ثابت الاتزان (K_c) للتفاعل الآتي:



الحل:

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

$$\frac{(\text{mol/L}) \times (\text{mol/L})}{(\text{mol/L}) \times (\text{mol/L})} = (K_c)$$

تلغي وحدات قياس التركيز (mol/L) بعضها بعضاً، ما يعني أن ثابت الاتزان (K_c) ليس له وحدة قياس.

٣. ما وحدة قياس ثابت الاتزان (K_c) للتفاعل الآتي:



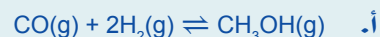
الحل:

وحدة قياس ثابت الاتزان (K_c):

$$\begin{aligned} &= \frac{(\text{mol/L}) \times (\text{mol/L})}{(\text{mol/L}) \times (\text{mol/L}) \times (\text{mol/L})} \\ &= \frac{1}{(\text{mol/L})} = \text{L/mol} \end{aligned}$$

سؤال

٨. اكتب معادلة الاتزان لكل من التفاعلين الآتيين، مع ذكر وحدة (K_c) لكل منهما.



مهم

الخطوات الرئيسية لحسابات الاتزان هي:

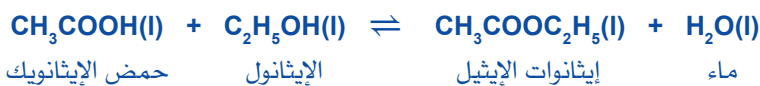
١. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة.
٢. اكتب المعلومات المتعلقة بالتراكيز المعطاة تحت كل مادة متفاعلة ونواتجة.
٣. استنتج التراكيز عند الاتزان.
٤. اكتب معادلة الاتزان.
٥. استبدل تراكيز الاتزان في المعادلة بقيمها العددية مرفوعةً لأسّ (exponent) يساوي عدد المولات في المعادلة الموزونة، لحساب (K_c).

أمثلة على حسابات الاتزان

مثال

٤. في المثال الآتي يتم حساب ثابت الاتزان من خلال معرفة عدد مولات كل مادة أثناء الاتزان، بالاستناد إلى حجم مخلوط التفاعل.

يتفاعل حمض الإيثانويك مع الإيثانول لتكوين إيثانوات الإيثيل والماء وفقاً للمعادلة الآتية:



يحتوي حجم مقداره 500 mL من مخلوط التفاعل على 0.235 mol من حمض الإيثانويك، و 0.0350 mol من الإيثانول مع 0.182 mol من إيثانوات الإيثيل، و 0.182 mol من الماء. احسب قيمة ثابت الاتزان (K_c) لهذا التفاعل.

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل مع قيمة تركيز كل مادة تحت صيغتها.

المعادلة	$\text{CH}_3\text{COOH(l)}$	+	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5\text{(l)}$	+	$\text{H}_2\text{O(l)}$	
التركيز	$\frac{0.235 \times 1000}{500}$		$\frac{0.0350 \times 1000}{500}$		$\frac{0.182 \times 1000}{500}$		$\frac{0.182 \times 1000}{500}$	
	0.470 mol/L		0.070 mol/L		0.364 mol/L		0.364 mol/L	

الخطوة ٢: اكتب معادلة ثابت الاتزان (K_c) لهذا التفاعل من حيث التركيز:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

الخطوة ٣: استبدل تراكيز الاتزان في المعادلة بقيمها العددية مرفوعة لأس يساوي عدد المولات في المعادلة الموزونة:

$$K_c = \frac{(0.364) \times (0.364)}{(0.470) \times (0.070)} = 4.03 \text{ (بتقريب القيمة إلى ثلاث منازل)}$$

الخطوة ٤: أضف وحدات القياس الصحيحة بالرجوع إلى معادلة الاتزان:

تلغي وحدات قياس التركيز (mol/L) بعضها بعضاً، ما يعني أن ثابت الاتزان (K_c) ليس له وحدة قياس.
لهذا، $K_c = 4.03$

ملاحظة: إذا كانت أعداد المولات الموجودة في بسط معادلة الاتزان مساوية لأعداد المولات الموجودة في مقامه، يمكن استخدام وحدة المول (mol) بدلاً من وحدة التركيز (mol/L) في الحسابات. أما في الحالات الأخرى جميعها، إذا تم إعطاؤنا قيم الحجم، فيجب حساب قيم التراكيز قبل استبدالها في معادلة الاتزان.

مثال

٥. في المثال التالي يتم حساب ثابت الاتزان من خلال معرفة قيم التراكيز الابتدائية للمواد المتفاعلة وتراكيز الاتزان للمواد الناتجة.

يتفاعل البروبانون مع سيانيد الهيدروجين وفقاً للمعادلة الآتية:



تُرك مخلوط مكوّن من البروبانول، 0.0500 mol/L من سيانيد الهيدروجين ليصل إلى حالة اتزان عند درجة حرارة الغرفة. بلغ تركيز المادة الناتجة عند الاتزان 0.0233 mol/L . احسب قيمة ثابت الاتزان (K_c) لهذا التفاعل.

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل مع قيمة تركيز كل مادة تحت صيغتها. واحسب التراكيز عند الاتزان. تُظهر المعادلة الكيميائية أن كل مول واحد تكوّن من $\text{CH}_3\text{C}(\text{OH})(\text{CN})\text{CH}_3$ ، قد نتج من استهلاك مول واحد من CH_3COCH_3 ، ومول واحد من HCN .

$\text{CH}_3\text{COCH}_3(\text{aq})$	+	$\text{HCN}(\text{aq})$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{C}(\text{OH})(\text{CN})\text{CH}_3(\text{aq})$	المعادلة
0.0500		0.0500		0	التراكيز الابتدائي (mol/L)
$0.0500 - 0.0233 = 0.0267$		$0.0500 - 0.0233 = 0.0267$		0.0233	التراكيز عند الاتزان (mol/L)

الخطوة ٢: اكتب معادلة ثابت الاتزان (K_c) لهذا التفاعل من حيث التراكيز:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{C}(\text{OH})(\text{CN})\text{CH}_3]}{[\text{CH}_3\text{COCH}_3][\text{HCN}]}$$

الخطوة ٣: عوّض تراكيز الاتزان في المعادلة بقيمتها العددية:

$$K_c = \frac{(0.0233)}{(0.0267) \times (0.0267)} = 32.7 \text{ (بتقريب القيمة إلى ثلاثة أرقام معنوية)}$$

الخطوة ٤: أضف وحدات القياس الصحيحة بالرجوع إلى معادلة الاتزان:

$$\frac{(\text{mol/L})}{(\text{mol/L})(\text{mol/L})} = \frac{1}{(\text{mol/L})} = (\text{L/mol})$$

ما يعني أن: $K_c = 32.7 \text{ L/mol}$

مثال

٦. في المثال الآتي يتم حساب ثابت الاتزان من خلال معرفة قيم التراكيز الابتدائية للمواد المتفاعلة وتراكيزها عند الاتزان فقط، من دون وجود للمواد الناتجة.

يتحلل إيثانوات الإيثيل في الماء وفقاً للمعادلة الآتية:



أضيف 0.1000 mol من إيثانوات الإيثيل إلى 0.1000 mol من الماء. كما أضيفت كمية قليلة من مادة حمضية (كعامل حفّاز)، ثم أضيف مذيب خامل حتى أصبح حجم المخلوط 1 L . عند الاتزان بلغ عدد مولات الماء الموجودة 0.0654 mol . احسب قيمة (K_c) لهذا التفاعل.

الحل:

الخطوة ١: اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل مع ذكر البيانات.

تُظهر المعادلة الكيميائية أن مولاً واحداً من H_2O يتفاعل مع مول واحد من $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ ، لتكوين مول واحد من CH_3COOH ومول واحد من $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. الأمر الذي يعني أن الكميات المتبقية من المادتين المتفاعلتين ستكون متساوية عند الاتزان: أي أن عدد مولات كل منهما يساوي 0.0654 mol . وتكون كميات المواد الناتجة متساوية كذلك، وهي تساوي: 0.0346 mol .

$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{l}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$				المعادلة
0.1000	0.1000	0	0	التركيز الابتدائي (mol/L)
0.0654	0.0654	$0.1000 - 0.0654 = 0.0346$	$0.1000 - 0.0654 = 0.0346$	التركيز عند الاتزان (mol/L)

الخطوة ٢: اكتب معادلة ثابت الاتزان لهذا التفاعل من حيث التركيز:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}]}$$

الخطوة ٣: استبدل تراكيز الاتزان في المعادلة بقيمها العددية:

$$K_c = \frac{(0.0346) \times (0.0346)}{(0.0654) \times (0.0654)} = 0.288$$

الخطوة ٤: أضف وحدات القياس الصحيحة بالرجوع إلى معادلة الاتزان:

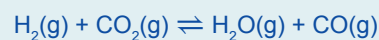
$$\frac{(\text{mol/L}) \times (\text{mol/L})}{(\text{mol/L}) \times (\text{mol/L})}$$

تلغي وحدات قياس التركيز mol/L بعضها بعضاً، ما يعني أن K_c ليس له وحدة قياس.

لهذا، $K_c = 0.288$

أسئلة

٩) احسب قيمة ثابت الاتزان (K_c) للتفاعل الآتي باستخدام المعلومات أدناه:

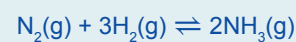


تركيز ($\text{H}_2(\text{g})$) الابتدائي = 10.00 mol/L .

تركيز ($\text{CO}_2(\text{g})$) الابتدائي = 10.00 mol/L .

تركيز ($\text{CO}(\text{g})$) عند الاتزان = 9.47 mol/L .

١٠) يتفاعل النيتروجين والهيدروجين معاً لتكوين الأمونيا وفقاً للمعادلة الآتية:



تم خلط 0.1 mol من النيتروجين مع 0.1 mol من الهيدروجين في وعاء مغلق حجمه 1 L .

فتكوّن n mol من الأمونيا عند الاتزان. أي المعادلات أدناه تمثل في شكل صحيح تركيز الهيدروجين عند الاتزان؟

أ. $(0.1 - n)$

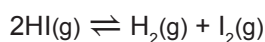
ب. $(0.1 - 0.667n)$

ج. $(0.1 - 1.5n)$

د. $(0.1 - 0.5n)$

ثابت الاتزان (K_c) وتغيّرات التركيز

إذا بقيت الظروف الأخرى جميعها ثابتة، لا تتغيّر قيمة (K_c) عند تغيّر تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة. على سبيل المثال، يتفكك يوديد الهيدروجين وفق المعادلة الآتية:



عند درجة حرارة 227°C يساوي ثابت الاتزان:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = 6.25 \times 10^{-3}$$

عند إضافة المزيد من يوديد الهيدروجين إلى مخلوط التفاعل، يختل الاتزان.

وتقلّ نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى المواد المتفاعلة في معادلة الاتزان.

ولاستعادة الاتزان مرة أخرى، يزداد كلا $[\text{H}_2]$ ، و $[\text{I}_2]$ ، ويقلّ $[\text{HI}]$.

وتعطي قيم التراكيز الجديدة في معادلة الاتزان قيمة ثابت الاتزان (K_c) مرة أخرى، وبذلك يكون قد استعاد التفاعل الاتزان من جديد.

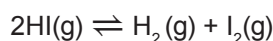
ثابت الاتزان (K_c) وتغيّرات الضغط

عند وجود أعداد مختلفة من جزيئات الغاز على طرفي المعادلة الكيميائية، يؤدي أيّ تغيّر في الضغط إلى تغيّر في حالة الاتزان، حيث يتحرك في الاتجاه الذي يعاكس التغيّر الحاصل؛ فتتكوّن أعداد أقلّ أو أكثر من جزيئات الغاز. ومع ذلك، إذا بقيت الظروف الأخرى جميعها ثابتة، فلن تتغير قيمة ثابت الاتزان (K_c) عندما يتغيّر الضغط.

ثابت الاتزان (K_c) وتغيّرات درجة الحرارة

في التفاعل الماص للحرارة، أيّ ارتفاع في درجة الحرارة يؤدي إلى إزاحة التفاعل في اتجاه تكوّن المزيد من المواد الناتجة.

فمثلاً التفاعل الماص للحرارة الآتي:



• عندما ترتفع درجة الحرارة تزداد تراكيز H_2 ، و I_2 وفي الوقت نفسه يقلّ تركيز HI .

لاحظ كيف تؤثر هذه التغيّرات على معادلة الاتزان:

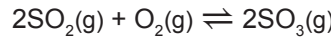
$$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$$

يزداد ثابت الاتزان مع ازدياد درجة الحرارة، وذلك لأن التراكيز $[\text{H}_2]$ ، و $[\text{I}_2]$ تزداد، غير أن $[\text{HI}]$ يقل. ويوضّح الجدول (٥-٦) كيف تتغيّر قيمة (K_c) لهذا التفاعل مع تغيّر درجة الحرارة.

درجة الحرارة ($^\circ\text{C}$)	(K_c) (ليس له وحدة قياس)
27	1.26×10^{-3}
227	6.25×10^{-3}
727	18.5×10^{-3}

الجدول ٥-٦ تغيّر قيمة (K_c) للتفاعل مع تغيّر درجة الحرارة.

أما بالنسبة إلى تفاعل طارد للحرارة، فيؤدي الارتفاع في درجة الحرارة إلى إزاحة التفاعل في اتجاه تكوّن مزيد من المواد المتفاعلة كما هي الحال في التفاعل الطارد للحرارة الآتي:



- عندما ترتفع درجة الحرارة تزداد تراكيز SO_2 ، و O_2 وفي الوقت نفسه يقل تركيز SO_3 .
حيث تؤثر هذه التغيرات في معادلة الاتزان:

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

يقل ثابت الاتزان مع ازدياد درجة الحرارة، وذلك لأن التراكيز $[\text{SO}_2]$ و $[\text{O}_2]$ تزداد غير أن $[\text{SO}_3]$ يقل.

ثابت الاتزان (K_c) والعوامل الحفّازة

ليس للعامل الحفّاز أي تأثير على حالة الاتزان بمجرد تحققه، حيث إن تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة لا تتغير، لذا لا يغيّر استخدام العامل الحفّاز من قيمة ثابت الاتزان (K_c).

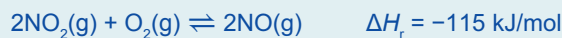
يلخص الجدول (٧-٥) تأثير العوامل المختلفة على موضع الاتزان وقيمة ثابت الاتزان.

العوامل المؤثرة	نوع التغير	التأثير على موضع الاتزان	التأثير على قيمة (K_c)
التركيز	الزيادة	المواد المتفاعلة	تبقى قيمته ثابتة لا تتغير
		المواد الناتجة	
	النقصان	المواد المتفاعلة	
		المواد الناتجة	
درجة الحرارة	الزيادة	طارد	تقل قيمته
		ماص	تزداد قيمته
	النقصان	طارد	تزداد قيمته
		ماص	تقل قيمته
الضغط	الزيادة	ينزاح في اتجاه تقليل عدد مولات الغازات	تبقى قيمته ثابتة لا تتغير
	النقصان	ينزاح في اتجاه زيادة مولات الغازات	
العامل الحفّاز		لا يتأثر	تبقى قيمته ثابتة لا تتغير

الجدول ٧-٥ تأثير العوامل المختلفة على حالة الاتزان.

سؤال

١١ أ. استنتج تأثير ازدياد درجة الحرارة على قيمة (K_c) للتفاعل الآتي



ب. اشرح سبب عدم تأثير زيادة تركيز الأكسجين في هذا التفاعل على قيمة (K_c).

ه-٤ الاتزان في تفاعلات الغازات وثابت الاتزان (K_p)

الضغط الجزئي

إن قياس الضغط في التفاعلات التي تتضمن مخلوطاً من الغازات أسهل من قياس التراكيز. ويُعزى الضغط الكلي لمخلوط من الغازات إلى كل جزيء يصطدم بجدار الحاوية، حيث يُسهم كل غاز موجود في المخلوط بنسبة من الضغط الكلي تتناسب مع عدد مولاته الموجودة، عند درجة حرارة ثابتة (الشكل ٥-٨). فالضغط الذي يبذله غاز واحد موجود في المخلوط يسمّى **الضغط الجزئي Partial pressure** لهذا الغاز.

مصطلحات علمية

الضغط الجزئي

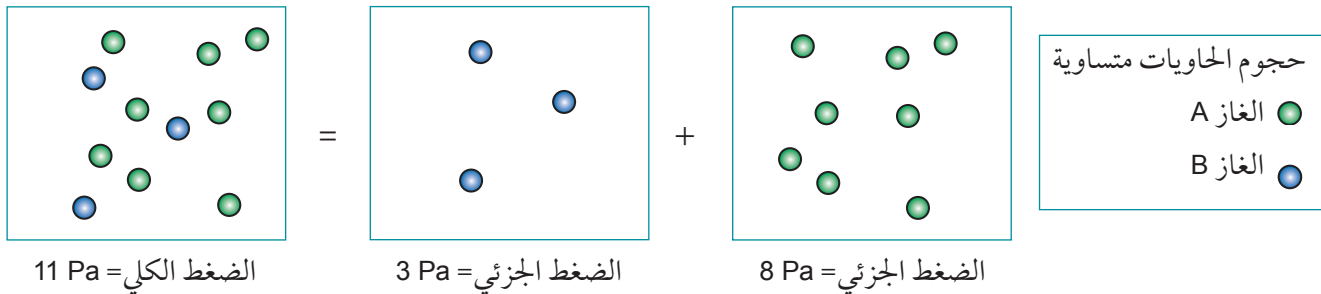
Partial pressure:

الضغط الذي يبذله غاز ما في مخلوط من عدة غازات.

الضغط الكلي لمخلوط غازي يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المنفردة الموجودة في هذا المخلوط. ويمكن تمثيله بالمعادلة الآتية:

$$P_{total} = P_A + P_B + P_C \dots$$

حيث تمثل P_A ، P_B ، و P_C الضغوط الجزئية للغازات المنفردة A ، B ، و C الموجودة في المخلوط.



الشكل ٥-٨ يُسهم كل غاز في هذا المخلوط في الضغط الكلي بما يتناسب مع عدد مولاته الموجودة فيه.

معادلات اتزان تتضمن ضغوطاً جزئية

يمكننا كتابة معادلات الاتزان من حيث الضغوط الجزئية بالطريقة نفسها التي كُتبت فيها معادلات الاتزان للتراكيز، مع تسجيل بعض الاختلافات:

- يُستخدم الحرف P للإشارة إلى الضغط الجزئي.
- تُكتب صيغ المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في الأسفل بعد الحرف P .
- يُكتب عدد مولات كل مادة متفاعلة أو ناتجة على هيئة أس بعد الحرف P .
- لا تُستخدم الأقواس المربعة وتكتب باستخدام ().
- يُعطى **ثابت الاتزان Equilibrium constant** الرمز (K_p) (ثابت الاتزان من حيث الضغوط الجزئية).

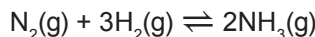
مصطلحات علمية

ثابت الاتزان

Equilibrium constant, K_p :

حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات الناتجة مقسوماً على حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة وكل من هذه الضغوط يكون مرفوعاً لأس يساوي عدد المولات في المعادلة الموزونة.

فعلى سبيل المثال، بالنسبة إلى التفاعل الآتي:



تُكتب معادلة ثابت الاتزان على النحو الآتي:

$$K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{(P_{\text{N}_2}) \times (P_{\text{H}_2})^3}$$

ما وحدات قياس ثابت الاتزان (K_p)؟

وحدة قياس الضغط هي الباسكال (Pa). وتعتمد وحدة قياس ثابت الاتزان (K_p) على معادلة الاتزان. على الرغم من أن الوحدة القياسية للضغط هي الباسكال (Pa) يستخدم الكثير من الكيميائيين وحدة الضغط الجوي (atm) كوحدة قياس للضغط، حيث $1 \text{ atm} = 1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$. واستخدام الـ "atm" كوحدة قياس يسهل العمليات الحسابية؛ لأن الأرقام المستخدمة ليست كبيرة.

أمثلة

٨. استنتج وحدة قياس ثابت الاتزان (K_p) للتفاعل الآتي:



الحل:

معادلة ثابت الاتزان (K_p) هي:

$$K_p = \frac{(P_{\text{SO}_3})^2}{(P_{\text{SO}_2})^2 \times (P_{\text{O}_2})}$$

$$\frac{\text{Pa} \times \text{Pa}}{\text{Pa} \times \text{Pa} \times \text{Pa}} = \frac{1}{\text{Pa}} = \text{Pa}^{-1}$$
 فتكون وحدة قياسه:

٧. استنتج وحدة قياس ثابت الاتزان (K_p) للتفاعل الآتي:



الحل:

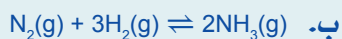
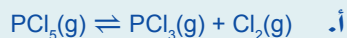
معادلة ثابت الاتزان (K_p) هي:

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{(P_{\text{N}_2\text{O}_4})}$$

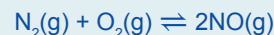
$$\frac{\text{Pa} \times \text{Pa}}{\text{Pa}} = \text{Pa}$$
 فتكون وحدة قياسه:

أسئلة

١٣) استنتج وحدة قياس ثابت الاتزان (K_p) لكل من التفاعلات الآتية:



١٢) تم تنفيذ التفاعل الآتي عند ضغط $10.00 \times 10^4 \text{ Pa}$ ، وعند درجة حرارة ثابتة.



الضغط الجزئي لكل من النيتروجين والأكسجين يساوي $4.85 \times 10^4 \text{ Pa}$.

احسب قيمة الضغط الجزئي لأكسيد النيتروجين (II) NO(g) عند الاتزان.

عمليات حسابية تستخدم الضغوط الجزئية

أمثلة

الضغط الذي يبذله مخلوط الهيدروجين والنيتروجين والأمونيا عند درجة حرارة 300°C ثابتة يساوي $9.75 \times 10^5 \text{ Pa}$. وفي هذه الظروف نفسها، الضغط الجزئي للنيتروجين يساوي $3.5 \times 10^4 \text{ Pa}$ ، والضغط الجزئي للهيدروجين يساوي $1.1 \times 10^5 \text{ Pa}$. احسب قيمة (K_p) لهذا التفاعل.

الحل:

الخطوة ١: احسب قيمة الضغط الجزئي للأمونيا. نحن نعرف أن الضغط الكلي يساوي مجموع الضغوط الجزئية وفقاً للمعادلة الآتية:

$$P_T = (P_{N_2}) + (P_{H_2}) + (P_{NH_3})$$

$$9.75 \times 10^5 = (3.5 \times 10^4) + (1.1 \times 10^5) + (P_{NH_3})$$

$$8.3 \times 10^5 \text{ Pa} = P_{NH_3} \text{ للأمونيا}$$

الخطوة ٢: اكتب معادلة الاتزان للتفاعل من حيث الضغوط الجزئية:

$$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2}) \times (P_{H_2})^3}$$

الخطوة ٣: عوّض ضغوط الاتزان الجزئية في المعادلة:

$$K_p = \frac{(8.3 \times 10^5)^2}{(3.5 \times 10^4) \times (1.1 \times 10^5)^3}$$

$$K_p = 1.48 \times 10^{-8}$$

الخطوة ٤: أضف وحدة القياس الصحيحة:

$$\frac{\text{Pa} \times \text{Pa}}{\text{Pa} \times \text{Pa} \times \text{Pa} \times \text{Pa}} = \frac{1}{\text{Pa}^2} = \text{Pa}^{-2}$$

$$K_p = 1.48 \times 10^{-8} \text{ Pa}^{-2}$$

٩. في المثال الآتي يمكننا حساب (K_p) من خلال معرفة قيمة الضغط الجزئي لكل غاز موجود في المخلوط.

في التفاعل الذي يتم وفقاً للمعادلة الآتية:



تكون ضغوط الاتزان الجزئية عند درجة حرارة ثابتة كالآتي:

$$O_2 = 7.0 \times 10^6 \text{ Pa}, \quad SO_2 = 1.0 \times 10^6 \text{ Pa}$$

$SO_3 = 8.0 \times 10^6 \text{ Pa}$. احسب قيمة (K_p) لهذا التفاعل.

الحل:

الخطوة ١: اكتب معادلة الاتزان لهذا التفاعل من حيث الضغوط الجزئية:

$$K_p = \frac{(P_{SO_3})^2}{(P_{SO_2})^2 \times (P_{O_2})}$$

الخطوة ٢: عوّض ضغوط الاتزان الجزئية في المعادلة:

$$K_p = \frac{(8.0 \times 10^6)^2}{(1.0 \times 10^6)^2 \times 7.0 \times 10^6} = 9.1 \times 10^{-6}$$

الخطوة ٣: أضف وحدة القياس الصحيحة:

$$\frac{\text{Pa} \times \text{Pa}}{\text{Pa} \times \text{Pa} \times \text{Pa}} = \frac{1}{\text{Pa}} = \text{Pa}^{-1}$$

$$K_p = 9.1 \times 10^{-6} \text{ Pa}^{-1}$$

١٠. في المثال الآتي يمكننا حساب (K_p) من خلال معرفة الضغط الجزئي لغازين من ثلاثة غازات موجودة في المخلوط إضافة إلى الضغط الكلي.

يتفاعل النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين الأمونيا وفقاً للمعادلة الآتية:

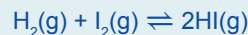


مهم

لقد استخدمنا في المثال ١٠ الأرقام التجريبية حتى ثلاثة أرقام معنوية، لكن إذا أبقينا الأرقام جميعها بالقدر الممكن من الدقة في الآلة الحاسبة لإجراء الحسابات، عندها ينبغي أن نجمع القيم في شكل صحيح.

أسئلة

١٤) تؤمّن المعلومات أدناه بيانات لتفاعل الهيدروجين مع اليود عند درجة حرارة 500°C وفقاً للمعادلة الآتية:



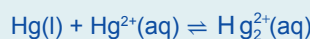
يوضّح الجدول أدناه الضغوط الجزئية الابتدائية والضغوط الجزئية عند الاتزان للهيدروجين واليود ويوديد الهيدروجين. وقد كان الضغط الكلي ثابتاً طوال التجربة.

قيم الضغوط الجزئية (Pa)			
المادة	الهيدروجين	اليود	يوديد الهيدروجين
القيمة الابتدائية	7.27×10^6	4.22×10^6	0
القيمة عند الاتزان	3.41×10^6	Y	7.72×10^6

أ. أحسب قيمة الضغط الجزئي لليود عند الاتزان.

ب. احسب قيمة (K_p) لهذا التفاعل، مضمناً إياها وحدة القياس.

١٥) عند خلط فلز الزئبق مع محلول نترات الزئبق (II) يتكوّن محلول نترات الزئبق (I) وفق المعادلة الآتية:



ما معادلة الاتزان الصحيحة لهذا التفاعل؟

أ. $\frac{[\text{Hg}_2^{2+}]}{[\text{Hg}^{2+}]}$ ج. $\frac{[\text{Hg}_2^{2+}]^2}{[\text{Hg}^{2+}]}$

ب. $\frac{[\text{Hg}_2^{2+}]}{[\text{Hg}^{2+}][\text{Hg}]}$ د. $\frac{p_{\text{Hg}_2^{2+}}}{p_{\text{Hg}^{2+}}}$

الضغط الجزئي والكسر المولي

يمكن حساب قيمة (K_p) باستخدام عدد مولات كل مادة متفاعلة ونواتجة موجودة معاً في مخلوط غازي، وبمعرفة الضغط الكلي يمكن حساب قيمة (K_p) . حيث يتناسب عدد مولات أيّ غاز مع حجمه عند درجة حرارة ثابتة؛ ما يعني أن الضغط الجزئي لغاز ما يتناسب مع تركيزه. ويمكن تمثيل **الكسر المولي Mole fraction** لغاز ما بالمعادلة الآتية:

$$\text{الكسر المولي} = \frac{\text{عدد مولات الغاز}}{\text{العدد الكلي لمولات الغازات جميعها الموجودة في المخلوط (n_T)}}$$

فمثلاً، في مخلوط من الغازات R و S و B، يكون الكسر المولي للغاز R: $\frac{n_R}{n_R + n_S + n_B}$

فالكسر المولي للأمونيا الموجودة في مخلوط يحتوي على 0.5 mol من الأمونيا، و 0.9 mol من الهيدروجين، و 0.6 mol من النيتروجين يساوي:

$$\frac{0.5}{0.5 + 0.9 + 0.6} = 0.25$$

مع العلم أن الكسر المولي ليس له وحدة قياس، ويرتبط الضغط الجزئي لأيّ غاز بكسره المولي وفق المعادلة الآتية:

الضغط الجزئي للغاز = الكسر المولي للغاز × الضغط الكلي (للغازات جميعها في المخلوط). ويمكن التعبير عن هذه المعادلة كالآتي:

$$P_x = \frac{n_x}{n_T} \times P_T$$

مهم

لاحظ أن مجموع الكسور المولية يجب أن يصل إلى القيمة 1.00، وأن مجموع الضغوط الجزئية يجب أن يساوي الضغط الكلي.

مصطلحات علمية

الكسر المولي Molar fraction: عدد مولات غاز معين في مخلوط من الغازات مقسومًا على العدد الكلي لمولات الغازات جميعها الموجودة في المخلوط.

مثال

١١. توضح المعادلة الآتية الاتزان بين الهيدروجين واليود ويوديد الهيدروجين عند درجة حرارة 327°C :



عدد مولات كل من المواد المتفاعلة والنواتجة عند الاتزان يساوي:

$$\text{H}_2 = 1.71 \times 10^{-3} \text{ mol,}$$

$$\text{I}_2 = 2.91 \times 10^{-3} \text{ mol,}$$

$$\text{HI} = 1.65 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

والضغط الكلي يساوي 100 kPa ، احسب قيمة (K_p) لهذا التفاعل.

الحل:

الخطوة ١: احسب مجموع عدد المولات.

$$(1.71 \times 10^{-3}) + (2.91 \times 10^{-3}) + (1.65 \times 10^{-2}) = 2.112 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

الخطوة ٢: احسب الكسر المولي لكل غاز.

$$\text{H}_2 = \frac{1.71 \times 10^{-3}}{2.112 \times 10^{-2}} = 0.0810$$

$$\text{I}_2 = \frac{2.91 \times 10^{-3}}{2.112 \times 10^{-2}} = 0.1378$$

$$\text{HI} = \frac{1.65 \times 10^{-2}}{2.112 \times 10^{-2}} = 0.7813$$

الخطوة ٣: احسب قيمة الضغط الجزئي لكل غاز.

$$\text{H}_2 = 0.0810 \times 100 = 8.10 \text{ kPa}$$

$$\text{I}_2 = 0.1378 \times 100 = 13.78 \text{ kPa}$$

$$\text{HI} = 0.7813 \times 100 = 78.13 \text{ kPa}$$

الخطوة ٤: قيمة ثابت الاتزان

$$K_p = \frac{(P_{\text{HI}})^2}{(P_{\text{H}_2}) \times (P_{\text{I}_2})}$$

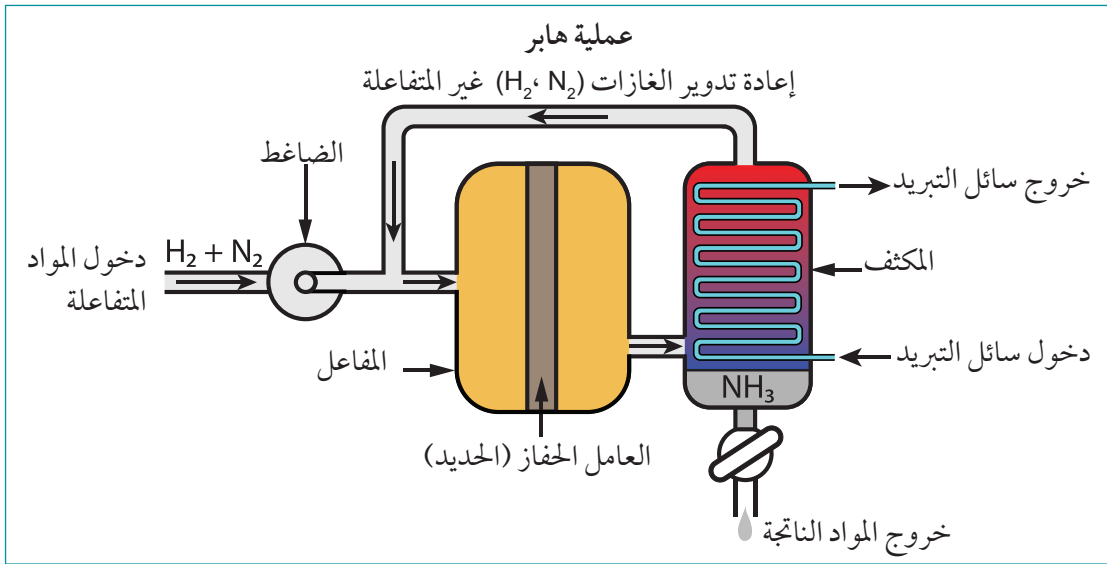
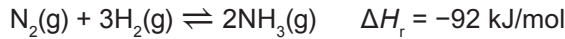
$$K_p = \frac{78.13 \times 78.13}{8.10 \times 13.78} = 54.7$$

ه-ه الاتزان والصناعات الكيميائية

يُعدّ فهم الاتزان مهمًا جدًا في الصناعات الكيميائية، حيث إن بعض مراحل الإنتاج على نطاق واسع للأمونيا وحمض الكبريتيك والكثير من المواد الكيميائية تتضمن تفاعلات اتزان.

الاتزان وإنتاج الأمونيا

تُعدّ الأمونيا مادة كيميائية مهمة جدًا. وهي تستخدم بشكل أساسي في صناعة الأسمدة. يتمّ تصنيع الأمونيا باستخدام عملية هابر التي تتضمن تفاعل الاتزان الذي يحدث وفقًا للمعادلة الآتية:



الشكل ٩-٥
نموذج للمفاعل
المستخدم في عملية
هابر لإنتاج الأمونيا.

يتم خلط المواد المتفاعلة وفقًا للنسب الكيميائية في التفاعل؛ 1 مول من النيتروجين مقابل 3 مولات من الهيدروجين. ويمكن استخدام مبدأ لوشاتيليه لتوضيح كيفية الحصول على أفضل مردود من الأمونيا من خلال التحكم بظروف تفاعل الاتزان لعملية هابر.

ماذا يحدث عندما يزداد الضغط؟

عندما يزداد الضغط، يتحرك التفاعل في الاتجاه الذي يؤدي إلى تكوين عدد أقل من جزيئات الغاز، بهدف تقليل الضغط. في هذه الحال، يوجد أربعة جزيئات من الغاز على الطرف الأيسر من المعادلة، ويوجد جزيئان على الطرف الأيمن منها. لذا، يinzاح موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن من المعادلة، فيزداد مردود الأمونيا. لكن المشكلة الأساسية في استخدام الضغط العالي هي ارتفاع كلفة صيانة المعدات.

ماذا يحدث عندما تنخفض درجة الحرارة؟

إن الانخفاض في درجة الحرارة يقلل من طاقة محيط التفاعل. فينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يحدث فيه انبعاث للطاقة، أي التفاعل الطارد للحرارة، وهذا يعني إزاحة موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن من المعادلة وهو اتجاه الاتزان الذي يدعم إنتاج الأمونيا. فتزداد قيمة (K_p) لهذا التفاعل.

لكن خفض درجة حرارة يقلل من معدل سرعة التفاعل. الأمر الذي يعني أن مردود الأمونيا في مخلوط الاتزان سيكون مرتفعًا، لكن إنتاجه سيستغرق وقتًا طويلًا.

وعند درجات الحرارة المرتفعة، يكون التفاعل أسرع، لكن موضع الاتزان سينزاح نحو الطرف الأيسر من المعادلة لأن التفاعل طارد للحرارة، الأمر الذي يعني انخفاضاً في مردود التفاعل.

ماذا يحدث عند إزالة الأمونيا من مخلوط التفاعل عبر تكثيفها إلى سائل؟

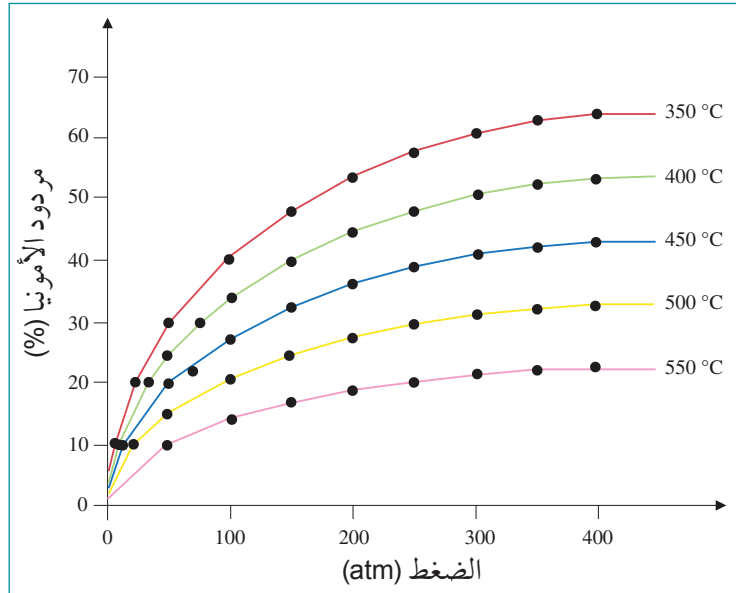
يمكن إجراء عملية تكثيف الأمونيا وتحويلها إلى سائل لأن درجة غليانها أكبر بكثير من درجة غليان كل من الهيدروجين والنتروجين. وفي حال تكثيف الأمونيا وإزالتها من نواتج المخلوط، سينزاح موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن من المعادلة لتعويض نقص الأمونيا التي تمت إزالتها. الأمر الذي يؤدي إلى تحويل المزيد من الهيدروجين والنتروجين إلى أمونيا لحفظ القيمة الثابتة K_p .

ما الظروف المستخدمة؟

يبحث مصنعو الأمونيا عن تسوية تسمح بالحصول على الظروف المناسبة للحصول على أفضل مردود من الأمونيا في أقصر وقت ممكن. فهم يستخدمون ضغطاً يساوي 200 atm وقد يختلف هذا من مصنع لآخر ودرجة حرارة بين 400°C و 450°C . كما يستخدمون عاملاً حفازاً من الحديد لتقليل الوقت اللازم للوصول إلى الاتزان. تتم إزالة الأمونيا من مخلوط التفاعل بمجرد تصنيعها، وذلك عبر إسالتها. يوضح الجدول (٥-٨) الاختلاف الكبير بين درجات غليان الأمونيا من جهة، والنتروجين والهيدروجين من جهة أخرى، الأمر الذي يسمح بإسالة الأمونيا، فتتم بذلك إعادة تدوير الغازات غير المتفاعلة. يوضح الشكل (٥-١٠) كيف تتغير النسبة المئوية للأمونيا في مخلوط الاتزان مع تغير كل من درجة الحرارة والضغط.

المادة	درجة غليان الغاز $^\circ\text{C}$
النتروجين	-196°
هيدروجين	-253°
الأمونيا	-33°

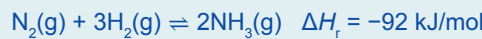
الجدول ٥-٨ درجات غليان المواد المتفاعلة والناجحة في عملية هابر.



الشكل ٥-١٠ تغير مردود الأمونيا وفق الظروف المستخدمة في عملية هابر.

سؤال

١٦ تتم عملية هابر لتصنيع الأمونيا عند درجة حرارة وضغط، 450°C ، و $1.50 \times 10^7 \text{ Pa}$ على التوالي، وبوجود الحديد كعامل حفاز وفق التفاعل الآتي:

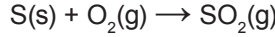


- فسر سبب عدم استخدام درجة حرارة أكبر من 450°C على الرغم من أن معدل سرعة التفاعل سيكون أكبر.
- اقترح سبب إجراء التفاعل عند ضغط مرتفع بدلاً من الضغط الجوي. اشرح إجابتك.
- اشرح سبب اعتبار إزالة الأمونيا بمجرد تكوّن جزءاً مهماً من هذه العملية الصناعية.

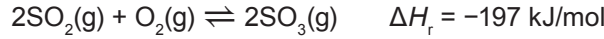
الاتزان وإنتاج حمض الكبريتيك

يُستخدم حمض الكبريتيك في تصنيع العديد من المواد الكيميائية وغيرها من المواد. ويتم تصنيع حمض الكبريتيك عن طريق عملية التماس التي تتم على عدة مراحل:

المرحلة ١: يتم حرق الكبريت في الهواء لإنتاج ثنائي أكسيد الكبريت وفق المعادلة الآتية:



المرحلة ٢: يتفاعل ثنائي أكسيد الكبريت مع الأكسجين لإنتاج ثلاثي أكسيد الكبريت، وذلك وفق المعادلة الآتية، التي تمثل تفاعل الاتزان:



المرحلة ٣: درست في الصف العاشر، أن ثلاثي أكسيد الكبريت يذاب في حمض الكبريتيك المركز لتكوين الأوليوم (oleum)، الذي يتفاعل مع الماء لإنتاج حمض الكبريتيك. إذا تمت إضافة الماء مباشرة إلى ثلاثي أكسيد الكبريت، يحدث تفاعل طارد للحرارة بشدة، يتكوّن خلاله ضباب من المواد الناتجة التي يصعب التحكم بها، لذا يتحكم المصنعون في الظروف المستخدمة لصنع ثلاثي أكسيد الكبريت للحصول على المردود الأقصى منه. ويمكن استخدام مبدأ لوشاتيليه لتوضيح كيفية الحصول على أفضل مردود من ثلاثي أكسيد الكبريت، من خلال التحكم بظروف تفاعل الاتزان.

ماذا يحدث عند إزالة ثلاثي أكسيد الكبريت؟

يمكن إزالة ثلاثي أكسيد الكبريت عبر إذابته في الماء لإنتاج حمض الكبريتيك بتركيز 98%، وكلما تم امتصاص ثلاثي أكسيد الكبريت يكون مردود حمض الكبريتيك أكبر. وعلى الرغم من أن هذه العملية تكون مستمرة إلا أنها لا تؤثر بشكل ملحوظ على حالة الاتزان وذلك بسبب أن قيمة (K_p) كبيرة جداً.

ماذا يحدث عند زيادة الضغط؟

عند زيادة الضغط، ينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يؤدي إلى تكوين عدد أقل من جزيئات الغاز، بهدف تقليل الضغط. ووفق معادلة التفاعل، يوجد ثلاثة جزيئات من الغاز على الطرف الأيسر من المعادلة، ويوجد جزيئان على الطرف الأيمن منها. لذا، ينزاح موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن من المعادلة، فيزداد مردود ثلاثي أكسيد الكبريت. ومع ذلك، يتم إجراء التفاعل عملياً عند ضغط أعلى بقليل من الضغط الجوي. وذلك لأن قيمة (K_p) كبيرة جداً حيث ينزاح موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن من المعادلة حتى عند الضغط الجوي. وبالتالي فإن الضغط المرتفع جداً غير ضروري، ولا يُستخدم في هذه العملية لأنه يزيد التكلفة.

ماذا يحدث عند خفض درجة الحرارة؟

إن خفض درجة الحرارة يقلل من طاقة محيط التفاعل. فينزاح التفاعل في الاتجاه الذي يحدث فيه انبعاث للطاقة، كون التفاعل طارداً للحرارة، وهو اتجاه الاتزان الذي يدعم إنتاج ثلاثي أكسيد الكبريت (SO_3). ويؤدي ذلك إلى إزاحة موضع الاتزان نحو الطرف الأيمن من المعادلة، فتزداد قيمة (K_p) لهذا التفاعل.

لكن استخدام درجة حرارة منخفضة يبطئ معدل سرعة تفاعل. وبالرغم من أن مردود ثلاثي أكسيد الكبريت سيكون مرتفعاً، إلا أن إنتاجه سيتم ببطء شديد. ويُعد استخدام درجة حرارة بين 400 و 450 °C، تسوية مناسبة لظروف الإنتاج. فبالرغم من تكوّن كمية أقل من ثلاثي أكسيد الكبريت في مخلوط الاتزان، إلا أنه يتم إنتاجه بسرعة أكبر. كما يتم استخدام عامل حفاز هو خماسي أكسيد ثنائي الفناديوم (V_2O_5) لتقليل الوقت اللازم للوصول إلى الاتزان.

يتم الوصول إلى الاتزان الديناميكي عندما يكون معدل سرعة التفاعل الأمامي مساوياً لمعدل سرعة التفاعل العكسي، بحيث تبقى تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة ثابتة كما هي من دون تغيير.

ينص مبدأ لوشاتيليه على ما يلي: إذا حدث تغيير في نظام كيميائي في حالة اتزان ديناميكي، فسيتحرك الاتزان الكيميائي في الاتجاه الذي يحد من تأثير هذا التغيير.

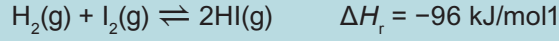
تؤثر التغيرات في درجة الحرارة، والضغط، وتركيز المواد المتفاعلة والناتجة، في اتجاه الاتزان الكيميائي؛ أما قيمة ثابت الاتزان فتتأثر بتغير درجة الحرارة فقط.

توجد علاقة بين تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة لتفاعل يكون في حالة اتزان، يمكن تمثيلها بثابت اتزان بدلالة التراكيز، (K_c) أو الضغط الجزئي (K_p) .

يمكن استنتاج ثوابت الاتزان بدلالة التراكيز (K_c) ، أو الضغط الجزئي (K_p) من البيانات المتوافرة المناسبة وحسابها.

أسئلة نهاية الوحدة

١ مخلوط تفاعل من الهيدروجين واليود ويوئيد الهيدروجين يوجد في حالة اتزان في أنبوبة مغلقة عند درجة حرارة ثابتة. يتم التفاعل وفقاً للمعادلة الآتية:

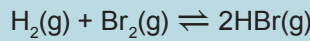


تم إدراج قيم الضغوط الجزئية لهذه الغازات في حالة الاتزان في الجدول الآتي:

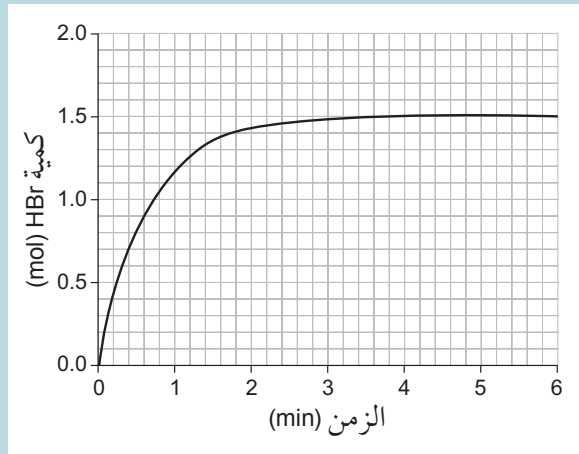
الغاز	الضغط الجزئي/Pa
H ₂	2.330 × 10 ⁶
I ₂	0.925 × 10 ⁶
HI	10.200 × 10 ⁶

- اشرح المقصود بمصطلح الضغط الجزئي.
- احسب قيمة الضغط الكلي للغازات الثلاثة الموجودة في هذا المخلوط.
- استنتج معادلة ثابت الاتزان لهذا التفاعل من حيث الضغوط الجزئية.
- احسب قيمة ثابت الاتزان (K_p)، لهذا التفاعل، مضمناً وحدة القياس.
- استخدم مبدأ لوشاتيليه لشرح ما يحدث لحالة الاتزان في هذا التفاعل:
 - عند ازدياد درجة الحرارة.
 - عند إزالة بعض اليود.

٢ يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز البروم لتكوين بروميد الهيدروجين وفقاً للمعادلة الآتية:



أ. بيّن التمثيل البياني الآتي كيف تتغير كمية بروميد الهيدروجين مقابل الزمن في وعاء حجمه 1.00 L.



كانت الكميات الابتدائية للهيدروجين والبروم 1.00 mol لكل منهما. ارسم رسماً تمثيلاً مشابهاً يوضح كيف يتغير عدد مولات الهيدروجين مقابل الزمن.

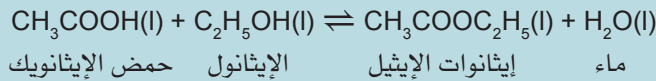
ب. احسب عدد مولات البروم الموجودة عند الاتزان.

ج. ١. اكتب معادلة ثابت الاتزان (K_c)، للتفاعل الذي يحدث بين الهيدروجين والبروم.

٢. احسب قيمة ثابت الاتزان (K_c)، متضمناً وحدة القياس.

السؤال أدناه يتعلق بالتفاعل الذي يحدث وفقاً للمعادلة الآتية:

٣



تمّ خلط 9.20 g من الإيثانول مع 12.00 g من حمض الإيثانويك في مذيب خامل. بلغ الحجم الكلي للمحلول 250 mL. ثم ترك المحلول عدة أيام ليصل إلى حالة الاتزان. عند الاتزان، تحول ما نسبته 70% من المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة:

أ. احسب تركيز كل مادة متفاعلة في بداية التفاعل.

ب. احسب تركيز كل مادة متفاعلة عند الاتزان.

ج. احسب تركيز كل مادة ناتجة عند الاتزان.

د. ١. اكتب معادلة ثابت الاتزان (K_c).

٢. احسب ثابت الاتزان (K_c).

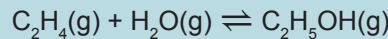
٣. اشرح سبب عدم وجود وحدة قياس لثابت الاتزان (K_c).

هـ. استنتج ما سيحدث للقيمة العددية لثابت الاتزان (K_c)، إذا تمّت إضافة 100 mL من الماء إلى مخلوط الاتزان.

و. استنتج ما سيحدث لمردود إيثانوات الإيثيل إذا تمّت إضافة 100 mL من الماء إلى مخلوط الاتزان، شارحاً إجابتك.

يمكن تصنيع الإيثانول عن طريق تفاعل الإيثين C_2H_4 ، مع بخار الماء وفقاً للمعادلة الآتية:

٤



أ. اكتب معادلة ثابت الاتزان من حيث الضغوط الجزئية (K_p).

ب. استنتج وحدة قياس ثابت الاتزان (K_p).

ج. يكون التفاعل في حالة اتزان عند درجة حرارة 290°C ، وضغط $7.00 \times 10^6 \text{ Pa}$. تحت هذه الظروف

يساوي الضغط الجزئي للإيثين $1.5 \times 10^6 \text{ Pa}$ والضغط الجزئي لبخار الماء $4.20 \times 10^6 \text{ Pa}$.

١. احسب الضغط الجزئي للإيثانول.

٢. احسب قيمة ثابت الاتزان (K_p)، تحت هذه الظروف.

د. تمّ إجراء هذا التفاعل في نظام مغلق. اشرح المقصود بمصطلح النظام المغلق.

هـ. استخدم مبدأ لوشاتيليه لشرح ما يحدث لحالة الاتزان في هذا التفاعل عندما يزداد الضغط.
 و. توضح النتائج المدرجة في الجدول أدناه تأثير درجة الحرارة على النسبة المئوية للإيثين المحوّل إلى إيثانول عند ضغط ثابت. استخدم هذه المعلومات لاستنتاج إشارة التغيّر في المحتوى الحراري لهذا التفاعل (+ أو -)، شارحاً إجابتك.

النسبة المئوية للإيثين المحوّل (%)	درجة الحرارة (°C)
40	260
38	290
36	320

قائمة تقييم ذاتي

بعد دراسة هذه الوحدة، أكمل الجدول كالاتي.

أستطيع أن	أراجع الموضوع	أحتاج إلى بذل المزيد من الجهد	متمكّن إلى حدّ ما	مستعدّ للمضي قدماً
أشرح المقصود بالتفاعل المنعكس	١-٥			
أشرح المقصود بالاتزان الديناميكي من حيث تساوي معدّل سرعة التفاعل الأمامي مع معدّل سرعة التفاعل العكسي وثبات تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة.	١-٥			
أشرح سبب الحاجة إلى نظام مغلق لتحقيق الاتزان الديناميكي.	١-٥			
أعرّف مبدأ لوشاتيليه (مبدأ انزياح الاتزان): إذا حدث تغيير في نظام كيميائي في حالة اتزان ديناميكي، يتحرّك الاتزان في الاتجاه الذي يحدّ من تأثير هذا التغيير.	٢-٥			
أستخدم مبدأ لوشاتيليه لاستنتاج تأثير التغيرات في التركيز والضغط ودرجة الحرارة أو وجود عامل حفّاز، على تفاعل كيميائي في حالة اتزان.	٢-٥			
أستنتج معادلات ثوابت الاتزان من حيث التراكيز (K_c).	٣-٥			
أستخدم المصطلحين: الكسر المولي والضغط الجزئي.	٤-٥			
أستنتج معادلات ثوابت الاتزان من حيث الضغوط الجزئية (K_p).	٤-٥			
أستخدم معادلات (K_p) و (K_c) لإجراء عمليات حسابية للاتزان.	٤-٥ ، ٣-٥			
أحسب الكميات الموجودة في حالة الاتزان، بالاعتماد على بيانات معطاة.	٤-٥ ، ٣-٥			
أفهم العوامل المؤثرة على قيمة ثابت الاتزان.	٤-٥ ، ٣-٥			
أصف الظروف المستخدمة في عملية هابر وعملية التماسّ وأشرحها.	٥-٥			

مصطلحات علمية

أفعال إجرائية

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

اذكر: عبّر بكلمات واضحة.

استنتج: استنتج من المعلومات المتاحة.

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

اقترح: طبق المعرفة والفهم على المواقف التي تتضمن مجموعة من الإجابات الصحيحة من أجل تقديم المقترحات.

توقع/تنبأ: اقترح ما قد يحدث بناءً على المعلومات المتاحة.

صف: قدّم الخصائص والميزات الرئيسية.

مصطلحات علمية

الألتران الديناميكي Dynamic equilibrium: تفاعل تتحوّل فيه المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة بمعدل السرعة نفسه الذي تتحوّل فيه المواد الناتجة إلى مواد متفاعلة مرة أخرى.

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

الاختزال Reduction: عملية كسب إلكترونات من قبل جسيم ما (ذرة أو أيون أو جزيء).

الأخطاء المنهجية Systematic errors: تنتج هذه الأخطاء بسبب عدم دقة البيانات، وهي تتمثل بشكل متّسق ودائم. غالباً ما تحدث الأخطاء المنهجية بسبب أخطاء في الإجراء التجريبي أو في الأدوات.

أزواج منفردة من الإلكترونات lone pairs of electrons: أزواج من الإلكترونات موجودة في مستوى الطاقة الخارجي لذرة ما، لكنها لا تشارك في الترابط.

الأفلاك الذرية Atomic orbitals: مناطق من الحيز تحيط بالنواة الذرية ويمكن أن تحتوي على إلكترونين كحد أقصى.

الأكسدة Oxidation: عملية فقد إلكترونات من قبل جسيم ما (ذرة أو أيون أو جزيء).

الأكسدة والاختزال الذاتي (عدم التناسب)

Disproportionation: تفاعل كيميائي يحدث فيه أكسدة واختزال متزامنين للمادة نفسها.

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

الإلكترونات غير المتمركزة Delocalized electrons: الإلكترونات التي لا تكون مرتبطة بأيّة ذرة أو رابطة محددة.

الأنود Anode: القطب الموجب (حيث تحدث تفاعلات الأكسدة).

الأيون Anion: أيون يحمل شحنة سالبة.

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

أيون مركب Compound ion: أيون يحتوي على أكثر من نوع واحد من العناصر، على سبيل المثال، OH^- و PO_4^{3-} .

أيون معقد Complex ion: أيون فلزي مركزي موجب الشحنة محاط بجزيئات أو أيونات سالبة. ترتبط الجزيئات أو الأيونات السالبة بالأيون المركزي بوساطة روابط تساهمية تناسقية.

البروتون Proton: جسيم ذو شحنة موجبة داخل نواة الذرة.

بنية جزيئية ضخمة/بنية تساهمية ضخمة Giant molecular structure / giant covalent structure: بنية تمتلك شبكة ثلاثية الأبعاد من الروابط التساهمية عبر كامل تركيبها.

بوكمنستر فولرين Buckminsterfullerene: بنية جزيئية بسيطة من الكربون تمتلك الصيغة C_{60} . يمتلك الجزيء شكل كرة قدم. حيث تشغل ذرات الكربون زوايا 20 شكلاً سداسياً

التهجين Hybridisation: دمج أنواع مختلفة من الأفلاك الذرية. وتكون أفلاك ذرية جديدة تسمى أفلاكاً مهجنة تُعطى الرموز sp و sp^2 و sp^3 وغيرها.

التوزيع الإلكتروني Electronic configuration: طريقة لتمثيل ترتيب الإلكترونات في ذرة ما توضح مستويات الطاقة الكمية الرئيسية والفرعية وعدد الإلكترونات الموجودة. على سبيل المثال $1s^2 2s^2 2p^3$. ويمكن أيضاً تمثيل ترتيب الإلكترونات في مربعات.

ثابت الاتزان K_c , Equilibrium constant: حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مقسوماً على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة، وكل من هذه التراكيز يكون مرفوعاً لأس يساوي عدد المولات في المعادلة الموزونة.

ثابت الاتزان K_p , Equilibrium constant: حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات الناتجة مقسوماً على حاصل ضرب الضغوط الجزئية للغازات المتفاعلة وكل من هذه الضغوط يكون مرفوعاً لأس يساوي عدد المولات في المعادلة الموزونة.

ثابت أفوجادرو Avogadro constant, L: عدد محدد من الجسيمات (ذرات أو أيونات أو جزيئات أو إلكترونات) في مول من هذه الجسيمات. قيمته العددية تساوي: 6.02×10^{23}

ثنائيات الأقطاب Dipole: تنشأ عن اختلاف قيمتي السالبية الكهربائية لذرتين مرتبطتين تساهمياً.

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

جزيء قطبي Polar molecule: جزيء تكون محصلة عزم الثنائيات القطبية لروابطه لا تساوي صفراً.

جزيئات غير قطبية Non-polar molecules: جزيئات تكون محصلة عزم الثنائيات القطبية لروابطها تساوي صفراً.

الحالة الإلكترونية المستقرة (الأرضية) State ground: الحالة التي تشغل فيها الإلكترونات مستويات الطاقة الفرعية والأفلاك في الذرة بحيث تمتلك هذه الذرة أقل كمية من الطاقة. أو، بمعنى آخر، تشغل الإلكترونات مستويات الطاقة الفرعية ذات الطاقة الأقل والتي تكون متوافرة في الذرة.

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

الحجم المولي للغاز Molar gas volume: الحجم الذي يشغله مول واحد من أي غاز عند درجة حرارة وضغط

و 12 شكلاً خماسياً، وتكون الرابطة المشتركة لشكليين سداسيين أقصر من الرابطة المشتركة لشكل سداسي وشكل خماسي.

التحفيز Catalysis: زيادة معدل سرعة تفاعل كيميائي ما، تنتج من إضافة مواد معينة لا تُستهلك في التفاعل.

التحليل المائي Hydrolysis: تفكك مركب ما نتيجة لتفاعله مع الماء. وتستخدم عملية التحليل هذه أيضاً لوصف تفكك مادة ما نتيجة لتفاعلها مع محاليل حمضية أو قلوية مخففة.

التركيز Concentration: كمية المادة المذابة في 1.00 L من المحلول (سواء كعدد مولات أو كتلة). وحدة التركيز المولي هي (mol/L) ووحدة التركيز الكتلي هي (g/L).

تغير المحتوى الحراري Enthalpy change, ΔH : الطاقة الحرارية التي يتم تبادلها مع المحيط (امتصاصها أو إطلاقها) أثناء تفاعل كيميائي.

تفاعل الاتزان Equilibrium reaction: التفاعل الذي تكون فيه كلا المواد المتفاعلة والمواد الناتجة موجودة بنسب تراكيز (كمية) ثابتة عند ظروف معينة.

تفاعل الاختزال Reduction reaction: إزالة أكسجين، أو إضافة إلكترونات، أو نقصان عدد تأكسد في مادة ما.

تفاعل أكسدة-اختزال Redox reaction: تفاعل تحدث فيه عمليتا الأكسدة والاختزال في الوقت نفسه.

تفاعل طارد للحرارة Exothermic reaction: تفاعل يتم خلاله إطلاق طاقة حرارية. وتكون قيمة ΔH سالبة.

تفاعل ماص للحرارة Reaction endothermic: تفاعل يتم خلاله امتصاص طاقة حرارية، وتكون قيمة ΔH موجبة.

التفاعل المنعكس Reversible reaction: تفاعل يمكن خلاله إعادة تحويل المواد الناتجة إلى مواد متفاعلة عن طريق تغيير الظروف.

التناسب الكيميائي Stoichiometry: تمثيل النسب المولية للمواد المتفاعلة والناتجة.

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

الرابطة الفلزية Metallic bonding: قوة جذب كهروستاتيكي بين أيونات الفلز الموجبة والإلكترونات غير المتمركزة.

الرابطة الهيدروجينية Hydrogen bond: هي رابطة تنشأ بين المركبات التي تحتوي على ذرة هيدروجين متحدة مع ذرة أخرى ذات سالبية كهربائية مرتفعة مثل الفلور أو الأكسجين أو النيتروجين.

رمز الحالة الفيزيائية State symbol: رمز (إشارة) يتم وضعه بعد كل مادة متفاعلة ومادة ناتجة في المعادلة الكيميائية لتحديد حالتها الفيزيائية: إذا ما كانت صلبة (s) أو سائلة (l) أو غازية (g) أو في محلول مائي (aq).

الروابط غير القطبية Non-polar bonds: بين ذرتين مترابطين تساهمياً وتمتلكان السالبية الكهربائية نفسها، يتم تقاسم زوج إلكترونات الرابطة بالتساوي، بحيث لا يظهر على طرفي الرابطة أي شحنة موجبة أو سالبة.

الروابط القطبية Polar bonds: تنشأ عن انجذاب زوج الإلكترونات المكوّن للرابطة نحو الذرة ذات السالبية الكهربائية الكبرى، ما يجعل أحد طرفي الجزيء موجباً نسبياً مقارنة بالطرف الآخر الذي يكون سالباً.

السالبية الكهربائية Electronegativity: قدرة ذرة مرتبطة تساهمياً بذرة أخرى على جذب إلكترونات الرابطة نحوها.

سحابة الشحنة الإلكترونية Electron charge cloud: منطقة وجود الإلكترونات سالبة الشحنة في الذرة أو الجزيء.

الشبكة Lattice: ترتيب مكرّر بانتظام للذرات أو الجزيئات أو الأيونات في كامل البنية البلورية ثلاثية الأبعاد.

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

الشكل الجزيئي Molecular shape: شكل الجزيء الذي يتحدد وفقاً لترتيب الذرات حول ذرة مركزية. يتم تحديد ذلك عن طريق عدد أزواج الإلكترونات وتناظرها حول الذرة المركزية في الجزيء.

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

الغرفة (r.t.p). يشغل المول الواحد من الغاز 24.0 L عند درجة حرارة وضغط الغرفة (r.t.p).

دورة (من الجدول الدوري) Periodic Table: صف أفقي في الجدول الدوري يحتوي على عناصر تمتلك ذراتها إلكترونات خارجية تكون موجودة في مستوى طاقة الكم الرئيسي نفسه.

الدورية (في الخصائص) Periodicity: الأنماط المتكررة في الخصائص الفيزيائية والكيميائية للعناصر عبر الدورات (والمجموعات) في الجدول الدوري.

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

رابطة أيون-ثنائي القطب lon-dipole bond: الرابطة التي تتكوّن بين أيون ومركب قطبي مثل الماء. فيرتبط الطرف السالب لثنائي القطب (ذرة الأكسجين في الماء) بأيون موجب. ويرتبط الطرف الموجب لثنائي القطب (ذرات الهيدروجين في الماء) بأيون سالب.

الرابطة الأيونية Ionic bonding: قوة الجذب الكهروستاتيكية بين أيونات ذات شحنات متعاكسة (كاتيونات وأنيونات).

الرابطة باي Pi bond (π -bond): رابطة تساهمية تتكون من التداخل الجانبي للأفلاك الذرية p-p.

الرابطة التساهمية الأحادية Single covalent bond: قوة الجذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين نواتي ذرتين وزوج مشترك من الإلكترونات.

الرابطة التساهمية الثلاثية Triple covalent bond: قوة الجذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين نواتي ذرتين وثلاثة أزواج مشتركة من الإلكترونات.

الرابطة التساهمية الثنائية Double covalent bond: قوة الجذب الكهروستاتيكي التي تنشأ بين نواتي ذرتين وزوجين مشتركين من الإلكترونات.

الرابطة التناسقية Co-ordinate bond: هي نوع خاص من الروابط التساهمية تحدث بين ذرتين حيث تقوم إحدهما بمنح زوج (أو أكثر) من الإلكترونات الحرة لذرة أو أيون يمتلك فلكا فارغاً (أو أكثر).

الرابطة سيجما Sigma bond (σ -bond): رابطة تساهمية أحادية تتكون من التداخل المحوري «رأس-رأس» للأفلاك الذرية.

العدد الذري Atomic number: هو عدد البروتونات الموجودة في نواة ذرة ما. ويسمى أيضاً عدد البروتونات.

العدد الكتلي Mass numbers: يساوي مجموع عدد البروتونات وعدد النيوترونات في نواة ذرة ما. ويسمى أيضاً عدد النيوكليونات.

عدد الكم الرئيسي Primary quantum number (n): الرقم المخصص لمدار إلكتروني أو مستوى طاقة كم رئيسي حيث إن المستوى الأقرب إلى النواة هو $n = 1$ ، والمستوى التالي هو $n = 2$ ، وهكذا...

عزم ثنائي القطبية Dipole moment: ينشأ العزم ثنائي القطبية عند اختلاف قيمتي السالبية الكهربائية لذرتين مرتبطتين تساهمياً.

العنصر Element: مادة تحتوي على نوع واحد فقط من الذرات. تمتلك ذرات العنصر جميعها عدد البروتونات نفسه.

فئة (في الجدول الدوري) Block (of the Periodic Table): قسم من الجدول الدوري يحتوي على مجموعات من العناصر التي تكون إلكتروناتها الخارجية ذات الطاقة الأكبر موجودة في مستوى طاقة فرعي معين لذراتها (على سبيل المثال، العنصر الذي تكون إلكتروناته الخارجية ذات الطاقة الأكبر موجودة في مستوى الطاقة الفرعي s، ينتمي إلى الفئة s.

قطبية الرابطة Bond polarity: هي التوزيع غير المتجانس للشحنة الناتجة عندما ترتبط ذرتان مختلفتان في رابطة تساهمية، والذي يؤدي إلى جذب غير متساو لزوج إلكترونات الرابطة.

القطب الكهربائي Electrode: ساق من الفلز أو من الكربون (الجرافيت) توصل الكهرباء من أو إلى إلكتروليت.

القوى بين-الجزيئات Intermolecular forces: القوى الضعيفة التي توجد بين الجزيئات والتي تحدد الخصائص الفيزيائية للمواد التساهمية.

قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم Permanent dipole-permanent dipole forces (pd-pd forces): قوى جذب تنشأ بين الجزيئات القطبية تتج من ثنائيات أقطاب دائمة في الجزيئات.

الصيغة البنائية Formula displayed: تمثيل ثنائي الأبعاد لجزيء ما، يوضح ذراته جميعها (برموزها) وروابطه جميعها (بخطوط قصيرة أحادية أو ثنائية أو ثلاثية بين الرموز).

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

الضغط الجزئي Partial pressure: الضغط الذي يبذله غاز ما في مخلوط من عدة غازات.

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

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 التأين الأولى First ionisation energy (IE1): 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. **طاقة الرابطة Bond energy**: الطاقة اللازمة لكسر مول واحد من رابطة تساهمية معينة في الحالة الغازية. وحدة قياس طاقة الرابطة هي kJ/mol.

طول الرابطة Bond length: هي المسافة التي تقع بين نواتي ذرتين مرتبطتين معاً برابطة تساهمية. وحدة قياس طول الرابطة هي nm أو m.

عامل حفاز Catalyst: مادة تزيد من معدل سرعة تفاعل كيميائي ما، لكنها لا تتغير كيميائياً في نهاية التفاعل. يؤدي وجود العامل الحفاز إلى آلية تفاعل مختلفة وذات طاقة تنشيط أقل.

عامل مؤكسد Oxidizing agent: مادة تسبب الأكسدة عبر إزالة إلكترونات من جسيم آخر.

عامل مختزل Reducing agent: مادة تسبب الاختزال عبر منح إلكترونات إلى جسيم آخر.

عدد التأكسد Oxidation number: عدد الشحنات الكهربائية (موجبة أو سالبة) التي يحملها جسيم ما في المركبات الأيونية أو التساهمية.

المتكافئة للتأكد من أن المادة المتفاعلة الأخرى قد تفاعلت تماماً.

المادة المتفاعلة المحددة Reactant limiting: المادة المتفاعلة غير الفائضة. يتوقف التفاعل عندما يتم استهلاك هذه المادة المتفاعلة تماماً.

مادة مختزلة Reduced substance: جسيم كسب إلكترونًا واحدًا أو أكثر.

مبدأ لوشاتيليه Le Chatelier's principle: إذا حدثت تغيرات في التركيز أو الضغط، (إذا كانت المواد المتفاعلة أو الناتجة في الحالة الغازية)، أو درجة الحرارة، لنظام في حالة اتزان ديناميكي، ينزاح موضع الاتزان في الاتجاه الذي يحد من تأثير هذا التغير.

متآصل Allotrope: أشكال بلورية أو جزيئية مختلفة من العنصر نفسه (على سبيل المثال، الجرافيت والماس هما متآصلان من الكربون).

متذبذب (متعدد) Amphoteric: مادة قابلة لأن تسلك كحمض وكقاعدة (على سبيل المثال، أكسيد الألومنيوم أكسيد متذبذب لأنه يتفاعل مع الأحماض مثل حمض الهيدروكلوريك والقواعد مثل هيدروكسيد الصوديوم، وذلك بهدف تكوين أملاح).

متغيرات التحكم Control variables: المتغيرات (بخلاف المتغيرات التابعة والمستقلة) التي يجب أن تبقى قيمتها هي نفسها أثناء إجراء تجربة.

المتغير التابع Variable dependent: المتغير الذي نقيسه لنحكم على تأثير تغيير المتغير المستقل.

المتغير المستقل Variable independent: المتغير قيد الاستقصاء والذي نختار له قيمًا مختلفة.

مجموعة (من الجدول الدوري) Group (of the Periodic Table): عمود رأسي في الجدول الدوري يتضمن العناصر التي تمتلك ذراتها عدد الإلكترونات نفسه في مستوى طاقتها الخارجي.

المحلول Solution: يتكوّن من مذاب ومذيب.

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

قوى ثنائي القطب الدائم- ثنائي القطب الدائم Permanent dipole-permanent dipole forces (pd-pd forces): قوى جذب تنشأ بين الجزيئات القطبية تنتج من ثنائيات أقطاب دائمة في الجزيئات.

قوى ثنائي القطب اللحظي- ثنائي القطب المستحث Instantaneous dipole-induced dipole forces (id-id forces): قوى الجذب الأضعف بين-الجزيئات. تنتج من ثنائيات أقطاب لحظية مؤقتة ومستحثة في كلا الجزيئات القطبية وغير القطبية.

قوى فان دير فال Van der Waals' forces: قوى جذب ضعيفة بين الجزيئات وتتضمّن كلا القوى ثنائية القطب اللحظية (id-id) والدائمة (pd-pd) (بما في ذلك الرابطة الهيدروجينية).

الكاتيون Cation: أيون يحمل شحنة موجبة.

الكاثود Cathode: القطب السالب (حيث تحدث تفاعلات الاختزال).

الكتلة الجزيئية النسبية Relative molecular mass M_r : متوسط الكتلة الموزونة لجزيء في عينة معطاة من ذلك الجزيء مقارنة بـ 1/12 من كتلة ذرة كربون-12.

الكتلة الذرية النسبية Relative atomic mass A_r : متوسط الكتلة الموزونة لذرة في عينة معطاة من عنصر ما مقارنة بـ 1/12 من كتلة ذرة كربون-12.

كتلة الصيغة النسبية Relative formula mass M_r : متوسط الكتلة الموزونة لوحد صيغة واحدة مقارنة بـ 1/12 من كتلة ذرة كربون-12.

الكتلة المولية Mass molar: كتلة مول من المادة بالـ g.

الكسر المولي Molar fraction: عدد مولات غاز معيّن في مخلوط من الغازات مقسومًا على العدد الكلي لمولات الغازات جميعها الموجودة في المخلوط.

لا مائي Anhydrous: لا يحتوي على ماء تبلور.

ماء التبلور Water of crystallisation: عدد محدد من مولات الماء يدخل في تركيب بنية بلورية.

مادة مؤكسدة Oxidized substance: جسيم فقد إلكترونًا واحدًا أو أكثر.

المادة المتفاعلة الفائضة Reagent excess: المادة المتفاعلة التي تستخدم بكمية أكبر من عدد مولاتها

ويستخدم كاشف لتوضيح انتهاء تفاعل المادتين معاً بشكل تام (بالكميات المتكافئة الصحيحة).

الملح Salt: مادة تتكوّن عندما يتفاعل حمض مع قاعدة أو مادة قلوية أو أكسيد فلز أو كربونات.

المول Mole: كمية المادة التي تحتوي على 6.02×10^{23} من جسيمات معيّنة (ذرات أو جزيئات أو أيونات أو إلكترونات).

النسبة المئوية الكتلية للتكوين Percentage composition by mass

composition by mass: كتلة عنصر ما في وحدة صيغة بالمقارنة مع الكتلة الكلية (الإجمالية) لوحدة الصيغة، معبراً عنها كنسبة مئوية.

النسبة المئوية الكتلية =

$$100\% \times \frac{\text{عدد مولات العنصر في الصيغة} \times \text{الكتلة الذرية لعنصر معيّن}}{\text{الكتلة المولية للصيغة}}$$

النسبة المئوية للخطأ Percentage error: يتم التعبير عن الخطأ كنسبة مئوية عند مقارنة القيمة التجريبية بالقيمة الفعلية.

النسبة المئوية للخطأ =

$$100\% \times \frac{|\text{القيمة الفعلية} - \text{القيمة التجريبية}|}{\text{القيمة الفعلية}}$$

ويمكن، كنسبة مئوية، التعبير عن الخطأ المرتبط بقياس معيّن يتم باستخدام أحد المعدات، من خلال مقارنة الحد الأقصى للخطأ أو الدقة المرتبطة بالمعدات بالقياس الذي تم إجراؤه.

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

النسبة المئوية للمردود Percentage yield: قيمة المردود الفعلي للمادة الناتجة بالمقارنة مع المردود النظري معبراً عنه كنسبة مئوية.

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

نصف-المعادلة Half-equation: معادلة توضح فقط الأكسدة أو الاختزال. وهي تسمى أحياناً معادلة أيون-إلكترون.

نصف القطر الأيوني Ionic radius: هو نصف المسافة بين نواتي أيونين متجاورين في بنية بلورية.

المحلول، وأن تتم معايرتها بشكل متكرر، وذلك باستخدام تفاعل معلوم.

مخطط التمثيل النقطي Dot-and-cross diagram

مخطط يوضح ترتيب إلكترونات مستويات الطاقة الخارجية في عنصر أو مركّب، أيوني أو تساهمي. حيث يتمّ تمثيل الإلكترونات على هيئة نقاط (.) أو علامات (x) لتوضيح مصدرها.

المدارات (مستوى طاقة الكم الرئيسي) Shells (primary quantum shell)

quantum shell: مستوى طاقة موجود على مسافة معيّنة من النواة حيث يمكن إيجاد الإلكترون. يُعطى المدار الأقرب إلى النواة رقم الكم الرئيسي 1، ويُعطى المدار التالي رقم الكم الرئيسي 2، وهكذا...

المذاب Solute: مادة تذوب في مذيب لتكوين محلول.

المذيب solvent: مادة تذيب المذاب لتكوّن محلولاً.

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.

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

مستويات طاقة الكم الفرعية Sub-shells (subsidiary quantum shells)

quantum shells: مناطق من مستويات طاقة الكم الرئيسية تحتوي على أعداد محددة من الإلكترونات وتمتلك طاقة معيّنة.

معادلة الاتزان Equilibrium expression

ثابت الاتزان (K_c) بتراكيز المواد المتفاعلة والناتجة ومعاملات التناسب الكيميائي للمعادلة.

المعادلة الأيونية Equation ionic

معادلة موزونة توضح فقط الأيونات أو الذرات أو الجزيئات التي تشارك في التفاعل. ولا تظهر الأيونات المتفرجة. غالباً ما تستخدم المعادلات الأيونية لتمثيل التفاعلات التي تنطوي على تغيير في حالة الأكسدة أو تفاعلات الحمض-قاعدة.

المعايرة Titration

طريقة لإيجاد كمّية مادة موجودة في محلول عبر تفاعلها مع كمّية معروفة من مادة أخرى.

نصف القطر الذري التساهمي Atomic radius: هو نصف المسافة بين نوآتي ذرتين متماثلتين مترابطتين معاً تساهمياً.

نظام مغلق Closed system: نظام لا يحدث فيه فقد لمواد التفاعل أو كسب لها.

نظرية VSEPR theory: نظرية تنافر أزواج الإلكترونات في مستوى طاقة التكافؤ. تسمح هذه النظرية بالتنبؤ بشكل الجزيء وفقاً لعدد أزواج الإلكترونات في مستوى طاقة التكافؤ (الخارجي) للذرة المركزية ومدى تنافرها. ترتيب تنافر الأزواج هو:

زوج منفرد - زوج منفرد (التنافر الأقوى) > زوج منفرد - زوج مشترك > زوج مشترك - زوج مشترك (التنافر الأضعف).

النظير Isotope: ذرات من العنصر نفسه تمتلك أعداداً كتلية مختلفة، كما تمتلك عدد البروتونات نفسه ولكن بأعداد مختلفة من النيوترونات. لاحظ أن استخدام كلمة «ذرة» ضروري في هذا التعريف.

نقص الإلكترون Electron deficient: ذرة أو أيون يحتوي على أقل من ثمانية إلكترونات؛ تتضمن بنيته الإلكترونية فلكا إلكترونياً شاغراً أو أكثر.

النيوترون Neutron: جسيم لا يحمل شحنة داخل نواة الذرة، ويمتلك الكتلة النسبية نفسها للبروتون.

الهالوجينات Halogens: عناصر المجموعة VII (17).

الهيدروكربون Hydrocarbon: مركب عضوي يتكوّن من الهيدروجين والكربون فقط.

وحدة الصيغة Formula unit: أبسط صيغة لبنية تساهمية ضخمة أو بنية أيونية ضخمة. على سبيل المثال SiO_2 ، و MgCl_2 .

الجدول الدوري للعناصر

الدورة	المجموعة																	
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII											
1	1 H هيدروجين 1.0							2 He هيليوم 4.0										
2	3 Li ليثيوم 6.9	4 Be بريليوم 9.0		5 B بورون 10.8	6 C كربون 12.0	7 N نيتروجين 14.0	8 O أكسجين 16.0	9 F فلورين 19.0	10 Ne نيون 20.2									
3	11 Na صوديوم 23.0	12 Mg مغنيسيوم 24.3		13 Al ألومنيوم 27.0	14 Si سيليكون 28.1	15 P فوسفور 31.0	16 S كبريت 32.1	17 Cl كلور 35.5	18 Ar أرجون 39.9									
4	19 K بوتاسيوم 39.1	20 Ca كالسيوم 40.1	21 Sc سكانديوم 45.0	22 Ti تيتانيوم 47.9	23 V فناديوم 50.9	24 Cr كروم 52.0	25 Mn مغنيز 54.9	26 Fe حديد 55.8	27 Co كوبالت 58.9	28 Ni نيكل 58.7	29 Cu نحاس 63.5	30 Zn زنك 65.4	31 Ga غاليوم 69.7	32 Ge جيرمانيوم 72.6	33 As زرنيخ 74.9	34 Se سيلينيوم 79.0	35 Br بروم 79.9	36 Kr كريبتون 83.8
5	37 Rb روبيديوم 85.5	38 Sr سترونشيوم 87.6	39 Y ايتريوم 88.9	40 Zr زركونيوم 91.2	41 Nb نيوبيوم 92.9	42 Mo موليبدينوم 95.9	43 Tc تكنيشيوم -	44 Ru روثينيوم 101.1	45 Rh روديوم 102.9	46 Pd بالاديوم 106.4	47 Ag فضة 107.9	48 Cd كاديوم 112.4	49 In إنديوم 114.8	50 Sn قصدير 118.7	51 Sb أنتيمون 121.8	52 Te تيلوريوم 127.6	53 I يود 126.9	54 Xe زينون 131.3
6	55 Cs سيزيوم 132.9	56 Ba باريوم 137.3	57-71 lanthanoids	72 Hf هافنيوم 178.5	73 Ta تانتالوم 180.9	74 W تنتغستن 183.8	75 Re رينيوم 186.2	76 Os أوزميوم 190.2	77 Ir ايريديوم 192.2	78 Pt بلاتين 195.1	79 Au ذهب 197.0	80 Hg زئبق 200.6	81 Tl ثاليوم 204.4	82 Pb رصاص 207.2	83 Bi بيزموث 209.0	84 Po بولونيوم -	85 At أستاتين -	86 Rn رادون -
7	87 Fr فرانسيوم -	88 Ra راديوم -	89-103 actinoids	104 Rf رذرفورديوم -	105 Db دوبنيوم -	106 Sg سبوريغيم -	107 Bh بورhium -	108 Hs هاسسيوم -	109 Mt ميتنيريوم -	110 Ds دايمستاديوم -	111 Rg روجنينيوم -	112 Cn كوبرنيسيوم -	113 Nh نيهونيوم -	114 Fl فليروفيوم -	115 Mc موسكوفيوم -	116 Lv ليفرموريوم -	117 Ts تينيسين -	118 Og أوغانيسون -

المفتاح
العدد الذري
الرمز
الاسم
الكتلة الذرية النسبية

57 La لانثانوم 138.9	58 Ce سيزيوم 140.1	59 Pr بروسيوميوم 140.9	60 Nd نيوديميوم 144.4	61 Pm بروميثيوم -	62 Sm ساماريوم 150.4	63 Eu أوروبيوم 152.0	64 Gd غادولينيوم 157.3	65 Tb تيربيوم 158.9	66 Dy ديسبروسيوم 162.5	67 Ho هولميوم 164.9	68 Er إربيوم 167.3	69 Tm توليم 168.9	70 Yb يتربيوم 173.1	71 Lu لوتيتسيوم 175.0
89 Ac أكتينيوم -	90 Th ثوريوم 232.0	91 Pa بروتاكتينيوم 231.0	92 U يورانيوم 238.0	93 Np نبتونيوم -	94 Pu بلوتونيوم -	95 Am أميريسيوم -	96 Cm كوريوم -	97 Bk بريكليوم -	98 Cf كاليفورنيوم -	99 Es اينشتاينيوم -	100 Fm فيرميوم -	101 Md مندليفيوم -	102 No نوبليوم -	103 Lr لاورنسيوم -

شكر وتقدير

يتوجه المؤلفون والناشرون بالشكر الجزيل إلى جميع من منحهم حقوق استخدام مصادرههم 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 جميعاً. 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/Shutterstock; Ted Horowitz/GI; Rajesh. Rajan/Shutterstock; ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SCIENCE PHOTO LIBRARY; CUHRIG/Getty Images; Science Photo Library/Getty Images; ANDRZEJ WOJCICKI/Getty Images; Gunter Marx/Getty Images; Kevin Schafer/Getty Images; CHARLES WINTERS/SPL; Cerae/ Getty Images; ROBERTO DE GUGLIEMO/ Getty Images; ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/SPL; Teresa Short/Getty Images; Science Photo Library/Getty Images; Zenobillis/ Getty Images; Katiekk/Shutterstock; CHARLES D. WINTERS/SPL (x2); rezoff/Shutterstock; David Acaster; arabianEye FZ LLC/ Alamy Stock Photo; gstraub/Shutterstock; Eskaylim/Getty Images; Samohin/ Getty Images; Rabbitmindphoto/Shutterstock; ANDREW LAMBERT PHOTOGRAPHY/ SPL; Mtreasure/Getty Images

WB: Rainer Lesniewski/Shutterstock

SPL = Science Photo Library



رقم الإيداع : ٦٣٣٤ / ٢٠٢٣

الكيمياء - كتاب الطالب

يساعد البحث المكثف على تلبية الاحتياجات الحقيقية للطلبة الذين يدرسون مادة الكيمياء. حيث تضمن الأسئلة الواردة في نهاية كل وحدة الشعور بالثقة أثناء عملية التقييم، وفرضاً أكثر للتفكير، و تساعد قوائم المراجعة الخاصة بالتقييم الذاتي؛ على أن تصبح مسؤولاً عن عملية التعلم.

يؤمن كتاب الطالب مجموعة من أسئلة الاستقصاء، مثل الأنشطة العملية وأسئلة المناقشة، والتي تساعدك على تطوير مهارات القرن الحادي والعشرين.

- بعض الميزات مثل «قبل أن تبدأ بدراسة الوحدة»، والملخصات، وكيفية التعلم النشط، وبناء المهارات، تمنح فرصاً للتفكير.
- ميزات «العلوم ضمن سياقها»، من تفسير الأفكار ضمن سياق العالم الواقعي، إضافة إلى مناقشة المفاهيم مع الطلبة الآخرين.
- تعمل الأسئلة ذات الجزئيات المتعددة الموجودة في نهاية كل وحدة على التحضير لخوض الامتحانات بثقة.
- تساعد أسئلة الاستقصاء، مثل الأنشطة العملية والعمل ضمن مجموعات، وأسئلة المناقشة، على تطوير مهارات القرن الحادي والعشرين.

يشمل منهج الكيمياء للصف الحادي عشر من هذه السلسلة أيضاً:

- كتاب التجارب العملية والأنشطة
- دليل المعلم