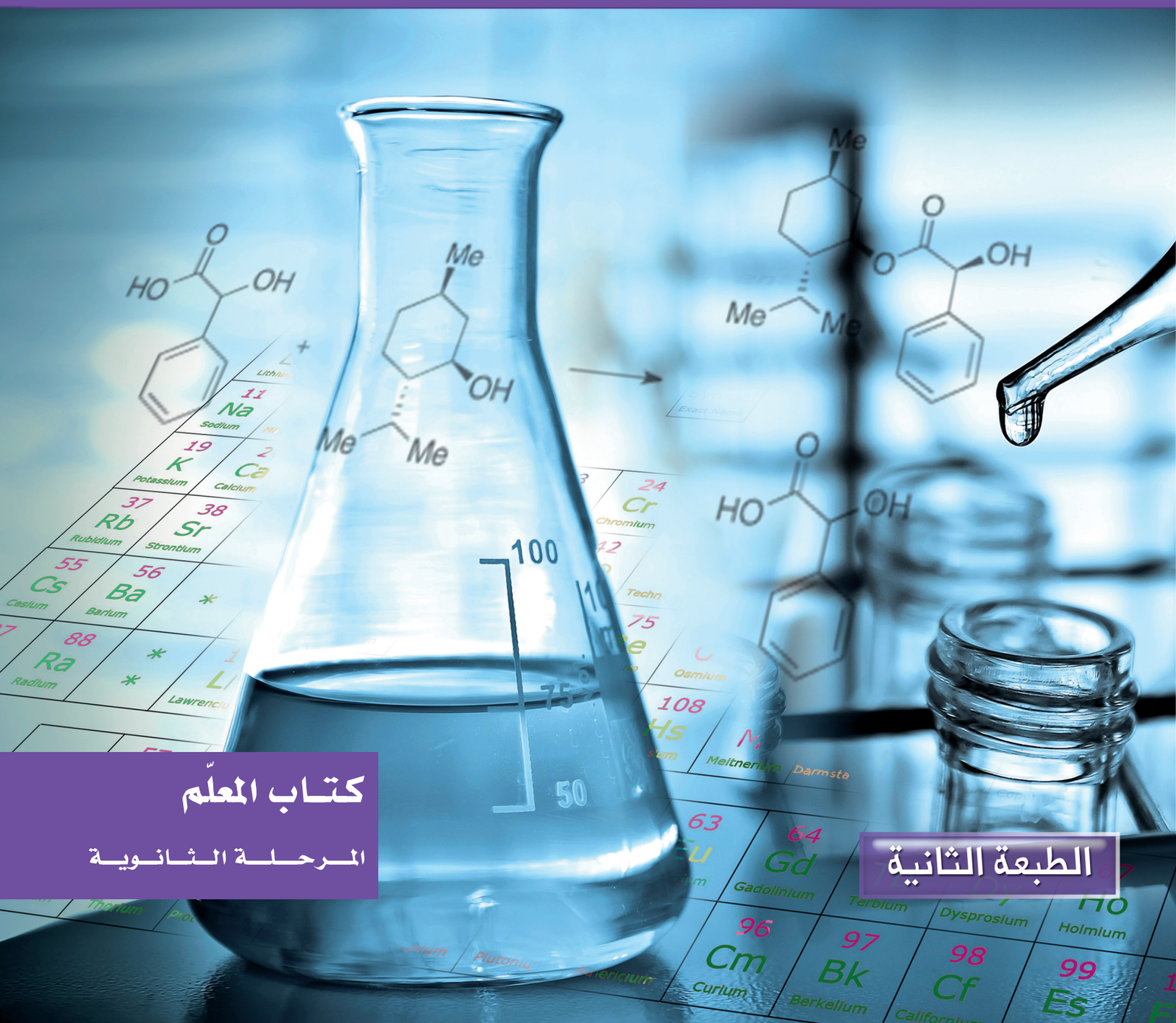
وزارة التربية

الكيمياء 11

الصف الحادي عشر

الجزء الأوّل



كتاب المعلّم

المرحلة الثانوية

الطبعة الثانية

أودع في مكتبة الوزارة تحت رقم (٢٠) بتاريخ ٣٠/ ٣/ ٢٠١٥م

شركة مطابع الرسالة - الكويت

وزارة التربية

الكيمياء

كتاب المعلّم

الصفّ الحادي عشر 11

الجزء الأوّل

المرحلة الثانويّة

اللجنة الإشرافية لدراسة ومواءمة سلسلة كتب العلوم

أ. برّاك مهدي برّاك (رئيسا)

أ. سعاد عبد العزيز الرشود
أ. مصطفى محمد مصطفى
أ. فتوح عبد الله طاهر الشمالي
أ. تهاني ذعار المطيري

الطبعة الثانية
١٤٤٦ - ١٤٤٧هـ
٢٠٢٤-٢٠٢٥م

فريق عمل دراسة ومواءمة كتب الكيمياء للصف الحادي عشر الثانوي

أ. محمد عبد اللطيف محمد

أ. أشرف فؤاد نبيل إبراهيم
أ. سوسن أحمد عباس أصفهاني
أ. راوية علي محمد عريان
أ. آلاء محمد جعفر الكندري

دار التَّربَويّون House of Education ش.م.م. وبيرسون إديوكيشن 2013

© جَميع الحقوق مَحفوظة: لا يَجوز نشْر أيّ جُزء من هذا الكِتاب أو تَصويره أو تَخزينه أو تَسجيله بأيّ وَسيلَة دُون مُوَافقَة خطّيَّة مِنَ النّاشِر.

الطبعة الأولى 2013/2014 م
الطبعة الثانية 2015/2016 م
2023/ 2024 م
2024/2025 م

حضرة صاحب السمو الشيخ مشعل الأحمد الجابر الصباح
أمير دولة الكويت

H.H. Sheikh Meshal Al-Ahmad Al-Jaber Al-Sabah
The Amir of the State of Kuwait

سمو الشيخ صباح خالد الحمد الصباح
ولي عهد دولة الكويت

H.H. Sheikh Sabah Khaled Al-Hamad Al-Sabah
The Crown Prince of the State of Kuwait

مقدمـــة

الحمدلله رب العالمين، والصلاة والسلام على سيد المرسلين، محمد بن عبدالله وصحبه أجمعين.

عندما شرعت وزارة التربية في عملية تطوير المناهج، استندت في ذلك إلى جملة من الأسس والمرتكزات العلمية والفنية والمهنية، حيث راعت متطلبات الدولة وارتباط ذلك بسوق العمل، وحاجات المتعلمين والتطور المعرفي والعلمي، بالإضافة إلى جملة من التحديات التي تمثلت بالتحدي القيمي والاجتماعي والاقتصادي والتكنولوجي وغيرها، وإن كنا ندرك أن هذه الجوانب لها صلة وثيقة بالنظام التعليمي بشكل عام وليس المناهج بشكل خاص.

ومما يجب التأكيد عليه، أن المنهج عبارة عن كم الخبرات التربوية والتعليمية التي تُقدم للمتعلم، وهذا يرتبط أيضًا بعمليات التخطط والتنفيذ، والتي في محصلتها النهائية تأتي لتحقيق الأهداف التربوية، وعليه أصبحت عملية بناء المناهج الدراسية من أهم مكونات النظام التعليمي، لأنها تأتي في جانبين مهمين لقياس كفاءة النظام التعليمي، فهي من جهة تمثل أحد المدخلات الأساسية ومقياسًا أو معيارًا من معايير كفاءته من جهة أخرى، عدا أن المناهج تدخل في عملية إنماء شخصية المتعلم في جميع جوانبها الجسمية والعقلية والوجدانية والروحية والاجتماعية.

من جانب آخر، فنحن في قطاع البحوث التربوية والمناهج، عندما نبدأ في عملية تطوير المناهج الدراسية، ننطلق من كل الأسس والمرتكزات التي سبق ذكرها، بل إننا نراها محفزات واقعية تدفعنا لبذل قصارى جهدنا والمضي قدمًا في البحث في المستجدات التربوية سواء في شكل المناهج أم في مضامينها، وهذا ما قام به القطاع خلال السنوات الماضية، حيث البحث عن أفضل ما توصلت إليه عملية صناعة المناهج الدراسية، ومن ثم إعدادها وتأليفها وفق معايير عالمية استعدادًا لتطبيقها في البيئة التعليمية.

ولقد كانت مناهج العلوم والرياضيات من أول المناهج التي بدأنا بها عملية التطوير، إيمانًا بأهميتها وانطلاقًا من أنها ذات صفة عالمية، مع الأخذ بالحسبان خصوصية المجتمع الكويتي وبيئته المحلية، وعندما أدركنا أنها تتضمن جوانب عملية التعلم ونعني بذلك المعرفة والقيم والمهارات، قمنا بدراستها وجعلها تتوافق مع نظام التعليم في دولة الكويت، مركزين ليس فقط على الكتاب المقرر ولكن شمل ذلك طرائق وأساليب التدريس والبيئة التعليمية ودور المتعلم، مؤكدين على أهمية التكامل بين الجوانب العلمية والتطبيقية حتى تكون ذات طبيعة وظيفية مرتبطة بحياة المتعلم.

وفي ضوء ما سبق من معطيات وغيرها من الجوانب ذات الصفة التعليمية والتربوية تم اختيار سلسلة مناهج العلوم والرياضيات التي أكملناها بشكل ووقت مناسبين، ولنحقق نقلة نوعية في مناهج تلك المواد، وهذا كله تزامن مع عملية التقويم والقياس للأثر الذي تركته تلك المناهج، ومن ثم عمليات التعديل التي طرأت أثناء وبعد تنفيذها، مع التأكيد على الاستمرار في القياس المستمر والمتابعة الدائمة حتى تكون مناهجنا أكثر تفاعلية.

د. سعود هلال الحربي

الوكيل المساعد لقطاع البحوث التربوية والمناهج

المحتويات

الجزء الأوّل

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرّة

الوحدة الثانية: المحاليل

الوحدة الثالثة: الكيمياء الحرارية

الجزء الثاني

الوحدة الرابعة: الكيمياء الكهربائية

الوحدة الخامسة: المركّبات الهيدروكربونية، الغاز الطبيعي والنفط

محتويات الجزء الأوّل

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرّة 15

الفصل الأوّل: الأفلاك الجزيئية 17

الدرس 1–1: الأفلاك الجزيئية 18

الفصل الثاني: الأفلاك المهجّنة 22

الدرس 1–2: الأفلاك المهجّنة 23

أسئلة مراجعة الوحدة الأولى 27

الوحدة الثانية: المحاليل 30

الفصل الأوّل: المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة 32

الدرس 1–1: الماء كمذيب قوي 33

الدرس 1–2: المحاليل المائية 36

الدرس 1–3: الأنظمة المائية غير المتجانسة 40

الفصل الثاني: الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة 43

الدرس 2–1: التفاعلات في المحاليل المائية 44

الدرس 2–2: العوامل المؤثرة على الذوبانية في المحاليل 48

الدرس 2–3: تركيب المحاليل 52

الدرس 2–4: الحسابات المتعلقة بالخواص المترابطة بالمحاليل 58

أسئلة مراجعة الوحدة الثانية 63

الوحدة الثالثة: الكيمياء الحرارية 67

الفصل الأوّل: الكيمياء الحرارية 69

الدرس 1–1: حساب التغيرات الحرارية 70

أسئلة مراجعة الوحدة الثالثة 78

الهدف الشامل للتربية في دولة الكويت

تهيئة الفرص المناسبة لمساعدة الأفراد على النمو الشامل المتكامل روحيًا وخلقيًا وفكريًا واجتماعيًا وجسمانيًا إلى أقصى ما تسمح به استعداداتهم وإمكاناتهم في ضوء طبيعة المجتمع الكويتي وفلسفته وآماله وفي ضوء المبادئ الإسلامية والتراث العربي والثقافة المعاصرة بما يكفل التوازن بين تحقيق الأفراد لذواتهم وإعدادهم للمشاركة البناءة في تقدم المجتمع الكويتي والمجتمع العربي والعالم عامه.

الأهداف العامة لتعليم العلوم

تؤكد أهداف تعليم العلوم في مراحل التعليم العام على تنمية الخبرات المختلفة: الجانب المعرفي والجانب المهاري والجانب الوجداني.

هذا وقد صيغت الأهداف التالية لكي تحقق الجوانب الثلاثة بحيث تساعد المتعلم على:

1. تعميق الإيمان بالله سبحانه وتعالى من خلال تعرفه على بديع صنع الله وتنوع خلقه في الكون والإنسان.
2. استيعاب الحقائق والمفاهيم العلمية، واستخدامها في مواجهة المواقف اليومية، وحل المشكلات، وصنع القرارات.
3. اكتساب بعض مفاهيم ومهارات التقانة بما ينمي لديه الوعي المهني، وحب وتقدير العمل اليدوي، والرغبة في التصميم والابتكار.
4. اكتساب قدر مناسب من المعرفة والوعي البيئي بما يمكنه من التكيف مع بيئته، وصيانتها، والمحافظة عليها، وعلى الثروات الطبيعية.
5. اكتساب قدر مناسب من المعرفة الصحية والوعي الوقائي بما يمكنه من ممارسة السلوك الصحي السليم والمحافظة على صحته وصحة بيئته ومجتمعه.
6. اكتساب مهارات التفكير العلمي وعمليات التعلم وتنميتها وتشجيعه على ممارسة أساليب التفكير العلمي وحل المشكلات في حياته اليومية.
7. تنمية مهارات الاتصال، والتعلم الذاتي المستمر، وتوظيف تقنيات المعلومات ومصادر المعرفة المختلفة.
8. فهم طبيعة العلم وتاريخه وتقدير العلم وجهود العلماء عامه والمسلمين والعرب خاصة والتعرف على دورهم في تقدم العلوم وخدمة البشرية.
9. اكتساب الميول والاتجاهات والعادات والقيم وتنميتها بما يحقق للمتعلم التفاعل الإيجابي مع بيئته ومجتمعه ومع قضايا العلم والتقانة والمجتمع.

الأهداف العامة لتدريس مادة الكيمياء

يهتم علم الكيمياء بدراسة تركيب المواد المختلفة وخواصّها، والتغيرات التي تحدث لهذه المواد، وأسباب حدوثها، والطرق والأساليب التي تمكّن الإنسان من الحصول عليها. وعلم الكيمياء له أهمية كبرى في حياتنا اليومية، فهو يبتكر مواد ومركّبات تعزّز رُقي الإنسان، وتساعد في تقدّمه ورفاهيّته.

الأهداف المعرفية

يتعرّف المفاهيم، والمبادئ، والحقائق العامة لعلم الكيمياء:

- الإلكترونات في الذرّات، والدورية الكيميائية
- الروابط الكيميائية
- كيمياء العناصر
- التفاعلات الكيميائية، والكيمياء الكمية
- مركّبات الكربون

الأهداف المهارية

1. يكتسب مهارات يدوية تكون حصيلة العمل المخبري.
2. يتبع قواعد السلامة، ويتوخى الدقة والحذر أثناء العمل في مختبر الكيمياء.
3. يكتسب روح التعاون بين الطلاب من خلال العمل المخبري.
4. يكتسب اتجاهًا علميًّا يتميز بسعة الأفق، والموضوعية والعقلانية، واحترام آراء الآخرين، وتقبل وجهات النظر المغايرة المستندة إلى أدلة علمية سليمة، وحب الاستطلاع الموجّه، والتواضع، والأمانة العلمية.
5. يتعرّف خواصّ العلم التجريبي الذي يقوم عليه علم الكيمياء.
6. يكتسب الخطوات المتّبعة في التفكير العلمي، ومن ثم تطبيقها.
7. يكتسب طرق فهم بعض الفرضيات والنظريات، وتحليلها وتطبيقها.
8. يكتسب مهارات عقلية مناسبة: تحليل التفاعلات وتفسيرها، تصميم التجارب، إدراك العلاقات، اقتراح النماذج، حل التمارين، كتابة التقرير العلمي، استخدام الأدوات والمواد الكيميائية، إجراء التجارب، قياس الوزن، التسجيل الدقيق.

الأهداف الوجدانية (المواقف، والميول، والاتجاهات)

1. يتذوق العلم، ويقدّر جهود العلماء ودورهم في تقدم العلم والإنسانية.
2. يقدّر دور العلماء وإسهاماتهم في تطور علم الكيمياء.
3. يقدّر أثر علم الكيمياء في تطور التقنية، وأثره على تطور المجتمع ورقيه من خلال ملاحظة التطبيقات الحياتية لعلم الكيمياء، وتفاعل المجتمع معها.
4. يكتسب القيم والاتجاهات التالية: الموضوعية، الأمانة العلمية، الاقتصاد، نبذ الخرافات، احترام العمل اليدوي.
5. يقدّر الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
6. يقدّر الأهمية الاقتصادية لبعض المواد، وتأثيراتها على الصحة العامة والبيئة.

مخطّط الوَحدة الأولى: الإلكترونات في الذرّة

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1 . الأفلال الجزيئية	1–1 الأفلاك الجزيئية	• استنباط نظرية رابطة التكافؤ . • ذكر نظرية الفلك الجزيئي . • استخلاص مفهوم تكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π .	3	**اكتشف بنفسك:** تشكيل نماذج الجزيئات الكيميائية **علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا:** خرائط الوصف التفصيلي للتضاريس والصفات السطحية (الخرائط الطبوغرافية)
2 . الأفلال المهجنة	2–1 الأفلاك المهجَّنة	• استنتاج عملية تهجين الأفلاك . • شرح كيفية تكوين الروابط التساهمية في بعض الجزيئات باستخدام الأفلاك المهجَّنة .	3	
حلّ أسئلة مراجعة الوحدة			2	
إجمالي عدد الحصص			8	

الوحدة الأولى

الإلكترونات في الذرّة

مكوّنات الوَحدة

الفصل الأوّل: الأفلاك الجزيئية

الدرس 1–1: الأفلاك الجزيئية

الفصل الثاني: الأفلاك المهجَّنة

الدرس 2–1: الأفلاك المهجَّنة

مقدمة

تهدف دراسة الإلكترونات في الذرّة إلى معرفة بعض النظريات التي تحكم تشكيل الروابط بين الذرّات التي تكوّن جزيئًا ما.

تشمل هذه الوحدة معظم جوانب الترتيب الإلكتروني التي تساعد في توقع نوع الرابطة بين ذرتين. سوف تُستخدم عدة معارف ونظريات درسها الطالب في الصفوف السابقة مثل إلكترونات التكافؤ، تمثيل لويس النقطي للذرّات، توزيع الإلكترونات في أفلاك s و p، شكل هذه الأفلاك وغيرها ...

تتضمّن الوحدة فصلين هما:

- الأفلاك الجزيئية
- الأفلاك المهجَّنة

في الفصل الأوّل، يدرس الطالب نظرية رابطة التكافؤ التي تنتج عن تداخل الأفلاك، ويتعرّف أنواع التداخل بين الأفلاك وما ينتج عنها من روابط كالرابطتين سيجما σ وباي π. كما يطبّق تشكيل هذه الروابط على بعض الجزيئات البسيطة التي كان قد درسها في الصف العاشر.

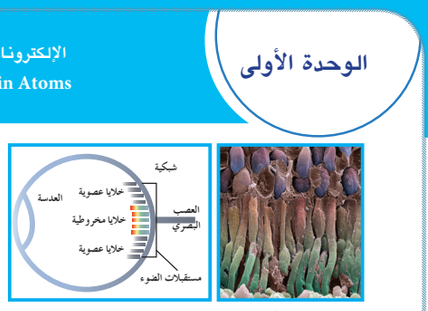
أمّا في الفصل الثاني، فيتعلم نظرية الأفلاك المهجَّنة.

كما سيطبّق أنواع التهجين الثلاثة sp، sp^2، sp^3 لشرح تكوين بعض الروابط في الجزيئات.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

اطلب إلى الطلاب تفحّص الصورة الافتتاحية للوحدة، ثم وجه إليهم السؤال التالي:

ما هو دور مستقبلات الضوء المكوِّنة لشبكة العين؟ **[تتكوّن مستقبلات الضوء من جزيئات تتغيّر أشكالها عندما يقع الضوء عليها لكي تعطي الشكل الذي تراه العين.]**



إجابة سؤال مقدمة الوحدة

تتحكّم بأشكال الجزيئات عدّة نظريات منها ما دُرس في السنة السابقة ومنها ما سيُدرس في الصف الحادي عشر. ونذكر منها نظرية رابطة التكافؤ.

اكتشف بنفسك

دع الطلاب يتوزّعون على مجموعات صغيرة (مجموعة من طالبين) وأن ينفّذوا النشاط في افتتاحية الوحدة في كتاب الطالب ص 12.

1. $:\ddot{O}::C::\ddot{O}:$ ، $H:\ddot{O}:H$

2.

3. يستنتج الطلاب أنّ ترتيب لويس النقطي لا يعطي الشكل الهندسي الصحيح لجزيء الماء. لذلك نحتاج إلى نظريات أخرى تساعد على معرفة توزيع الذرّات في الجزيئات مع الزوايا التي يمكن أن تنتج عن الروابط التي تتكوّن بين الذرّة المركزية للجزيء والذرّات التي تحيط بها.

4.

الصيغة	الترتيب النقطي للجزيء	رسم الشكل الهندسي المتوقَّع	عدد أزواج الإلكترونات المشاركة في الترابط (للذرّة المركزية)	عدد أزواج الإلكترونات غير المشاركة في الترابط (للذرّة المركزية)
H_2	H:H	H — H	1	–
HCl	H:Cl:	H—Cl	1	–
NH_3	H:N:H (H)	H—N(—H)—H	3	1
CH_4	H:C:H (H)	H—C(—H)—H (H)	4	0

5. الجزيئات التي اختيرت هي جزيئات تساهمية لأنّ ذرّاتها مرتبطة بروابط تساهمية.

6. كلّا، يشكّل جزيء الماء زاوية في حين أنّ لجزيء ثاني أكسيد الكربون شكلًا خطيًّا. إذا قارنّا الشكل الهندسي للماء بشكل ثاني أكسيد الكربون، نجد أنّ الجزيئين يتساويان بعدد الذرّات ويختلفان بعدد أزواج الإلكترونات غير المشاركة في الترابط.

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الأولى

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. **يحدّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:**

رابطة التكافؤ، الرابطة سيجما σ، الرابطة باي π، الأفلاك الذرّية، الأفلاك الجزيئية، تداخل الأفلاك (رأسًا برأس وجنبًا إلى جنب)، أفلاك نصف ممتلئة، أفلاك مهجَّنة، تهجين sp، تهجين sp^2، تهجين sp^3.

2. **يتعرّف المفاهيم العلمية التالية:**

- نظرية رابطة التكافؤ.
- الفلك الذرّي والفلك الجزيئي.
- تكوين الرابطتين سيجما σ وباي π.
- خواصّ الرابطتين سيجما σ وباي π.
- الأفلاك المهجَّنة.
- استخدام نظرية الأفلاك المهجَّنة لتفسير تكوين الروابط بين الذرّات في بعض الجزيئات.

الأهداف المهارية

أتوقّع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- تطبيق نظرية رابطة التكافؤ.
- استنتاج الأفلاك الممتلئة ونصف الممتلئة من الترتيب الإلكتروني للذرّة.
- تفسير تكوين الرابطة سيجما σ (تداخل الأفلاك محوريًّا).
- تفسير تكوين الرابطة باي π (تداخل الأفلاك جانبيًّا).
- مقارنة الرابطة سيجما σ بالرابطة باي π.
- استنتاج أنّ كل رابطة تساهمية أحادية هي رابطة سيجما σ.
- استنتاج أنّ الرابطة باي π تتكوّن في الجزيئات التي تحتوي على رابطة تساهمية ثنائية وثلاثية.
- استنتاج أنّ تكوين بعض الجزيئات لا يمكن تفسيره بواسطة النظريات السابقة.
- تطبيق نظرية الأفلاك المهجَّنة لشرح أشكال بعض الجزيئات بخاصّة جزيئات الكربون العضوية البسيطة.

الأهداف الانفعالية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. **الاتجاهات التالية:**

- الدقّة في حلّ مشكلة أو ظاهرة ما بناء على مفهومها العلمي.
- إجراء الأنشطة لتوضيح بعض الحقائق العلمية وإثباتها.

2. **الميول العلمية المناسبة التالية:**

- وضع خرائط للمفاهيم توضح مفاهيم الوحدة.
- تخصيص ملفّ يجمع فيه الطالب الأبحاث والدراسات التي قام بها خلال دراسته لهذه الوحدة.

3. **أوجه التقدير التالية:**

- تقدير الأهمية الاقتصادية لبعض الموادّ، وتأثيراتها على الصحّة العامّة والبيئة.
- تقدير الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
- تقدير جهود العلماء عامّة، وعلماء الكيمياء خاصّة، وإسهاماتهم.

الفصل الأول

الأفلاك الجزيئية

دروس الفصل

الدرس 1–1: الأفلاك الجزيئية

تعرّف الطالب أنّ تحديد مكان الإلكترون يخضع لقوانين الاحتمالات التي تحدّد مدى احتمال وجود الإلكترون في هذا المكان أو ذاك من محيط نواة الذرّة. سيتعرّف الطالب أنّ هذه المنطقة تُسمّى فلكًا ذرّيًّا، وأنّ هذا الفلك له دور أساسي في تكوين الرابطة بين ذرتين.

في هذا الفصل، سوف يدرس الطالب نظرية جديدة لتكوين الرابطة التساهمية، ويستعين بعدد من المفاهيم والمصطلحات التي اكتسبها والمرتبطة بدراسة هذه الرابطة. وسيتعرّف الرابطة التساهمية وتشكيلها بحسب نظرية رابطة التكافؤ، وسوف يُطلَق عليها اسم جديد (رابطة σ ورابطة π).

في هذا الفصل، سيجد الطالب أنّ تمثيل لويس النقطي للجزيء غير كافٍ لتوقّع الشكل الهندسي له الذي يتحدّد من خلال ذرّات ترابطت في ما بينها تساهميًّا (رابطة σ ورابطة π). سوف يستعين الطلّاب بالكرات الملوّنة والعصي لكي يتعزّز فهمهم للأشكال التي تتكوّن من الذرّات المترابطة في الجزيء.

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تمهيدًا للدرس، وجّه أسئلة إلى الطلاب حول أنواع الروابط التي درسوها في السنة السابقة:

1. كيف تتأثّر الرابطة بالترتيب الإلكتروني للذرّة؟ **[يساعد الترتيب الإلكتروني في تحديد هوية العنصر (فلزّ، لافلزّ ...)، ما يسمح بمعرفة نوع الرابطة التي تكوّنها ذرّة العنصر مع ذرّات أخرى للعنصر نفسه أو لعناصر أخرى.]**
2. ما هي إلكترونات التكافؤ؟ **[هي الإلكترونات التي تشغل مستوى الطاقة الخارجي والذي يُسمّى غلاف التكافؤ.]**
3. عرّف زوج الإلكترونات المشارك في الترابط وزوج الإلكترونات غير المشارك في الترابط. **[تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية بمشاركة زوج إلكترونات مشترك بين ذرّتين، على أن تعطي كل ذرّة إلكترونًا واحدًا. يُسمّى هذا الزوج من الإلكترونات بالزوج المشارك في الترابط. أمّا الإلكترونات التي تحيط بالذرّة من دون المشاركة بالترابط فتشكّل أزواجًا من الأزواج غير المشاركة في الترابط.]**

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للفصل ويقرأون الفقرة المرافقة لها. ثم ناقش معهم أهمّية النماذج التي تظهر في الصورة. اعرض عليهم أفلام فيديو تظهر الأفلاك الجزيئية وكيف تتكوّن الروابط من خلال تداخل الأفلاك الذرّية.

خلفية علمية

نظرية رابطة التكافؤ

في العام 1900، وضع ماكس بلانك Max Planck نظرية الكمّ. فافترض أنّ الإلكترونات تدور حول النواة (المؤلّفة من بروتونات ونيوترونات) في مسارات محدَّدة وخاصّة بها. ثم طرح فيرنر هيزنبيرغ Werner Heisenberg فرضية احتمال وجود الإلكترون في منطقة محدَّدة من الفضاء بنسبة مئوية معيّنة.

لذلك، وبناء على فرضية هيزنبيرغ، يتواجد الإلكترون في فلك محدَّد بحيث تكون طاقته هي نفسها طاقة الفلك التابع له. ولأنّ للأفلاك التي يتواجد فيها الإلكترون أشكال هندسية محدَّدة (فلك s كروي والفلك الواحد من تحت مستوى p يتكوّن من فصّين متقابلين عند نقطة)، فعند تكوين الجزيء، تتداخل الأفلاك وتعطي الشكل الهندسي للجزيئات.

الأهداف:
- يستنبط نظرية رابطة التكافؤ.
- يذكر نظرية الفلك الجزيئي.
- يستخلص مفهوم تكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π.

الأدوات المستعملة: أفلام فيديو توضيحية، وعاء مخروطي (عدد 2)، قلم تأشير، مسطرة مترية، جهاز عرض، شفافيات

صفحات الطالب: من ص 14 إلى ص 18

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للدرس، واسترجع معهم من الصفّ العاشر، بشكل موجز وسريع، أبرز العلماء الذين ساهموا في تطوّر النموذج الذرّي. ثم وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- من هو ديموقريطوس؟ **[هو فيلسوف يوناني أعطى الذرّة اسمها atomas]**
- من هو العالم الذي افترض أنّ معظم الذرّة فراغ وحجم النواة صغير جدًّا بالنسبة إلى حجم الذرّة؟ **[رذرفورد]**
- ما هو النموذج المعتمد حاليًّا في دراسة الذرّة؟ **[النموذج الميكانيكي الموجي للذرّة]**

وضّح للطلاب أنّ روبرت موليكن Robert Mulliken مسؤول عن تطوّر نظرية الأفلاك الجزيئية، وقد تمكّن من تحسين هذه النظرية لحساب بنية الجزيئات. اطلعهم على أنّ الفترة التي أمضاها موليكن في أوروبا بين عامي 1925 و1927 ساعدته في تطوير نظريّته، حيث عاصر أهمّ علماء ميكانيكا الكمّ أمثال شرودينغر Shrödinger، هيسنبرغ Heisenberg، دو بروغلي De Broglie وهوند Hund. تأثّر موليكن كثيرًا بهوند، وعمل معه على نظرية الكمّ، ما سمح بتطوير نظرية الأفلاك الجزيئية التي سُمّيت نظرية هوند–موليكن Hund–Mulliken Theory.

2.1 استنتاج الفكرة العامة للدرس

اختر جهازًا حديثًا (جهاز كمبيوتر محمول، هاتف خلوي أو غيرهما)، ثم ناقش مع الطلاب تطوّر هذا الجهاز مع الزمن من ناحية الشكل والحجم، والفعالية والأداء. قارن هذا التطوّر بتطوّر دراسة أشكال الجزيئات، بدءًا بترتيب لويس النقطي وصولًا إلى أشكال الجزيئات الناتجة عن تداخل الأفلاك الذرّية.

الدرس 1-1
الأفلاك الجزيئية
Molecular Orbitals

الأهداف العامة
- يستنبط نظرية رابطة التكافؤ.
- يذكر نظرية الفلك الجزيئي.
- يستخلص مفهوم تكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π.

فقرة اثرائية
في نظرية رابطة التكافؤ، الإلكترونات تشغل الأفلاك الذرّية في الجزيئات.
في نظرية الفلك الجزيئي، الإلكترونات تشغل الأفلاك الجزيئية.

شكل (1)
روبرت موليكن، فيزيائي وكيميائي أميركي (1896–1996)

كما تعلّمت في السنة السابقة، تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية عندما تتقاسم ذرّتان زوجًا واحدًا من الإلكترونات. وبما أنّ كلّ إلكترون ينتمي إلى فلك محدّد، يؤدّي تقاسم الإلكترونات إلى تداخل فلكين، تبعًا لنظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory التي تفترض أنّ الإلكترونات تشغل الأفلاك الذرّية في الجزيئات، في حين أنّ نظرية الفلك الجزيئي تفترض تكوين فلك جزيئي من الأفلاك الذرّية يغطّي كلّ من النواتين المترابطتين ويُسمّى الفلك الجزيئي Molecular Orbital. يمكن حدوث التداخل بين الأفلاك بطريقة محورية رأسًا لرأس أو جانبية، وفي كلّ حالة ينتج نوع مختلف من الروابط. وكان العالم الأمريكي روبرت موليكن Robert Mulliken (شكل 1) أول العلماء الذين عملوا على نظرية رابطة التكافؤ والتركيب الجزيئي، وقد حصل على جائزة نوبل في الكيمياء لسنة 1966.

14

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

ناقش مع الطلاب أنّ الرابطة التساهمية الأحادية تتكوّن عندما تتشارك ذرّتان زوجًا من إلكترونات التكافؤ، حيث يشغل كلّ إلكترون فلكًا ذرّيًّا s أو p. تنشأ هذه الرابطة من تداخل الأفلاك الذرّية محوريًّا. ويتمّ التداخل المحوري حين تتواجد هذه الأفلاك على محور واحد يصل بين نواة الذرّتين المرتبطتين. تُسمّى هذه الرابطة سيجما σ، وهي كلّ رابطة تساهمية أحادية في الكيمياء.

يحدث التداخل المحوري بين الأفلاك التالية:

H_2 مثلًا s–s

HBr ،HCl ،HF مثلًا s–p

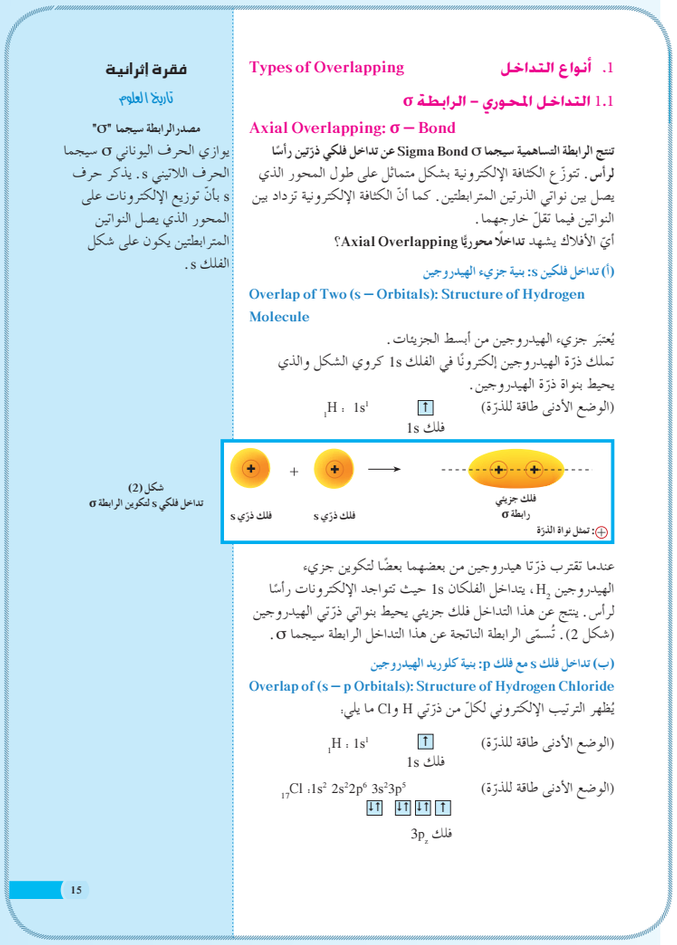
F_2 ،Cl_2 ،Br_2 مثلًا p–p.

2.2 مناقشة

وضّح للطلاب أنّ الأفلاك الذرّية تتداخل جنبًا إلى جنب عندما تحتوي على إلكترونات تكافؤ منفردة وتكون متوازية. وتنشأ من هذا التداخل الرابطة باي π. تتكوّن هذه الرابطة في الروابط التساهمية الثنائية والثلاثية. لا يمكن حدوث التداخل الجانبي إلّا إذا سبقه التداخل المحوري، لذلك تتكوّن الرابطة التساهمية الثنائية من رابطة σ ورابطة π، مثل $:\ddot{O}\overset{\sigma}{\underset{\pi}{=}}\ddot{O}:$، كما تتكوّن الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطة σ ورابطتين π، مثل $:N\overset{\pi}{\underset{\sigma}{\overset{\pi}{\equiv}}}N:$.

3.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب قراءة فقرة علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا، ثم استعن بوعائين مخروطيي الشكل من البلاستيك الشفّاف، لهما القطر نفسه 10 cm، لكن يختلفان في الارتفاع، فيكون ارتفاع الواحد 10 cm والآخر 20 cm. استخدم قلم تأشير رفيع ومسطرة مترية لرسم خطوط محيطية (محيط الدائرة) تمثّل ارتفاع 2 cm على كل وعاء مخروطي (بارتفاع الوعاء). يضع المعلّم الوعائين جنبًا إلى جنب على جهاز عرض، ويطلب إلى الطلاب ملاحظة الفرق في الارتفاع بين الوعائين، ومقارنة كثافة خطوط الارتفاع (الخطوط المحيطية) المعروضة على شاشة العرض.



1. أنواع التداخل Types of Overlapping

1.1 التداخل المحوري – الرابطة σ

Axial Overlapping: σ – Bond

تنتج الرابطة التساهمية سيجما σ Sigma Bond عن تداخل فلكي ذرّتين رأسًا لرأس. تتوزّع الكثافة الإلكترونية بشكل متماثل على طول المحور الذي يصل بين نواتي الذرّتين المترابطتين. كما أنّ الكثافة الإلكترونية تزداد بين النواتين فيما تقلّ خارجهما.

أيّ الأفلاك يشهد **تداخلًا محوريًّا Axial Overlapping**؟

(أ) تداخل فلكين s: بنية جزيء الهيدروجين

Overlap of Two (s – Orbitals): Structure of Hydrogen Molecule

يُعتبَر جزيء الهيدروجين من أبسط الجزيئات.

تملك ذرّة الهيدروجين إلكترونًا في الفلك 1s كروي الشكل والذي يحيط بنواة ذرّة الهيدروجين.

(الوضع الأدنى طاقة للذرّة) $_1H: 1s^1$ ↑ فلك 1s

فلك ذرّي s + فلك ذرّي s ⟶ فلك جزيئي رابطة σ

⊕: تمثل نواة الذرّة

شكل (2)
تداخل فلكي s لتكوين الرابطة σ

عندما تقترب ذرّتا هيدروجين من بعضهما بعضًا لتكوين جزيء الهيدروجين H_2، يتداخل الفلكان 1s حيث تتواجد الإلكترونات رأسًا لرأس. ينتج عن هذا التداخل فلك جزيئي يحيط بنواتي ذرّتي الهيدروجين (شكل 2). تُسمّى الرابطة الناتجة عن هذا التداخل الرابطة سيجما σ.

(ب) تداخل فلك s مع فلك p: بنية كلوريد الهيدروجين

Overlap of (s – p Orbitals): Structure of Hydrogen Chloride

يُظهر الترتيب الإلكتروني لكلّ من ذرّتي H وCl ما يلي:

(الوضع الأدنى طاقة للذرّة) $_1H: 1s^1$ ↑ فلك 1s

(الوضع الأدنى طاقة للذرّة) $_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ فلك $3p_z$

يشغل الإلكترون المنفرد في ذرّة الهيدروجين الفلك الذرّي 1s (كروي الشكل)، فيما يشغل الإلكترون المنفرد في ذرّة الكلور الفلك الذرّي $3p_z$ (بيضاوي الشكل).

عندما تتشارك ذرّة الهيدروجين وذرّة الكلور هذين الإلكترونين، يتداخل الفلك 1s والفلك $3p_z$ رأسًا لرأس لتكوين رابطة تساهمية سيجما σ على طول المحور p_z (شكل 3).

فلك ذرّي $3p_z$ + فلك ذرّي 1s ⟶ فلك جزيئي رابطة σ

⊕: تمثل نواة الذرّة

شكل (3)
تداخل فلك s وفلك p لتكوين رابطة سيجما σ

(جـ) تداخل فلكي p: بنية جزيء الكلور

Overlap of Two (p – Orbitals): Structure of Chlorine Molecule

يُظهر الترتيب الإلكتروني لذرّة الكلور ما يلي:

$_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑

فلك $3p_z$

يشغل الإلكترون المنفرد في كلّ من ذرتي الكلور الفلك $3p_z$ (بيضاوي الشكل). وعندما تتشارك ذرّتي الكلور الإلكترونين المنفردين، يتداخل الفلكان p_z رأسًا لرأس لتكوين رابطة تساهمية σ على طول المحور $p_z - p_z$ (شكل 4).

فلك ذرّي p_z + فلك ذرّي p_z ⟶ فلك جزيئي رابطة σ

⊕: تمثل نواة الذرّة

شكل (4)
تداخل فلكي p لتكوين رابطة سيجما σ

خواصّ الرابطة التساهمية سيجما σ

- هي كلّ رابطة تساهمية أحادية في الكيمياء.
- يكون محور تداخل الفلكين محور التناظر.
- تكون هذه الرابطة أقوى كلّما كان التداخل أكبر.
- تعتمد طاقة الرابطة سيجما σ على المسافة بين الذرّتين المترابطتين وعلى عدد الروابط التي تشكّلها هاتان الذرّتان.

فقرة إثرائية

تاريخ العلوم

مصدر الرابطة سيجما "σ"

يوازي الحرف اليوناني σ سيجما الحرف اللاتيني s. يذكر حرف s بأنّ توزيع الإلكترونات على المحور الذي يصل النواتين المترابطتين يكون على شكل الفلك s.

4.2 مناقشة

تحاول نظرية الأفلاك الجزيئية التعامل مع الروابط التساهمية في ضوء الأفلاك التي تتضمّن الجزيء بالكامل. وتفترض هذه النظرية أن الأفلاك الذرّية تتّحد وتعطي مجموعة جديدة من الأفلاك الجزيئية، لها مجموعة من الخواصّ الخاصّة بها.

تترتّب هذه الأفلاك تبعًا للزيادة في الطاقة، وتتوزّع إلكترونات تكافؤ الجزيء بين الأفلاك الجزيئية المتوافرة. ذكِّر الطلاب أنّ الإلكترونات توضع في هذه الأفلاك الذرّية تبعًا لما يلي: إلكترونان لكل فلك، الإلكترونات في أقلّ مستوى طاقة وقاعدة هوند. استخدم الشفافيات ومسلاطًا ضوئيًّا لتوضيح الرابطتين سيجما σ وباي π، ووضِّح على السبّورة مخطّطات الأفلاك الجزيئية الترابطية.

وضِّح أيضًا باستخدام السبّورة أو المسلاط الضوئي عملية تكوين رابطتي سيجما σ وباي π.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب مناقشة الترتيب الإلكتروني في غلاف التكافؤ للذرّة، وترتيب الإلكترونات في أفلاك جزيئية مع تحديد الأفلاك نصف الممتلئة. ثم دعهم يحدِّدون الأفلاك التي تتداخل لتشكيل الروابط (رابطة سيجما σ ورابطة باي π).

ناقش معهم أنّ الرابطة سيجما σ هي كل رابطة تساهمية أحادية والرابطة باي π تتواجد في الجزيئات التي تحتوي على روابط تساهمية ثنائية وثلاثية، وأنّ الرابطة باي π لا يمكن أن تتشكّل إلّا إذا سبقها تشكيل رابطة سيجما σ. ذكِّر الطلاب بخواصّ الرابطتين سيجما σ وباي π.

2. التداخل الجانبي: الرابطة باي π

Side by Side Overlapping: π – Bond

يتداخل الفلكان في هذه الحالة جنبًا إلى جنب عندما يكون محورا الفلكين متوازيين ليُكوّنا فلك جزيئي. تنتج عن هذا **التداخل الجانبي Side by Side Overlapping الرابطة التساهمية باي π Pi–bond**. لا يتكوّن هذا النوع من الروابط إلّا إذا سبقته الرابطة سيجما σ. تُعتبَر بنية جزيء النيتروجين أفضل مثال لدراسة الرابطة باي π.

يُظهر الترتيب الإلكتروني لذرّة عنصر النيتروجين ما يلي:

$_7N: 1s^2\ 2s^2 2p^3$ (الوضع الأدنى طاقة للذرّة)

أفلاك: $2p_z$، $2p_y$، $2p_x$، $2s$

يبيّن هذا الترتيب الإلكتروني وجود إلكترون منفرد في كلّ من أفلاك 2p (فصّين بيضاويي الشكل متقابلين عند نقطة تكون فيها الكثافة الإلكترونية أقلّ ما يمكن) الثلاثة في ذرّة النيتروجين. عندما تتشارك الذرّتان هذه الإلكترونات، يتداخل فلك واحد فقط من كلّ ذرّة نيتروجين مع فلك من ذرّة أخرى رأسًا لرأس على طول المحور الذي يصل نواتي الذرّتين لتكوين الرابطة التساهمية سيجما σ.

يتوازى فلكان من كلّ ذرّة مع فلكين من الذرّة الأخرى ($2p_y$ و$2p_z$ مثلًا)، ويحتوي كلّ فلك على إلكترون واحد (منفرد). عندما تتشارك ذرّتا النيتروجين هذه الإلكترونات (زوجين من الإلكترونات)، تتداخل الأفلاك المتوازية جنبًا إلى جنب مكوّنة رابطتين تساهميتين من نوع باي π (شكل 5).

شكل (5)

يُنتج التداخل الجانبي (جنبًا إلى جنب) لفلكين ذريّين فلكًا جزيئيًا ترابطيًا – "باي π". تكوّن المنطقتان اللتان يقضي فيهما زوج إلكترونات الرابطة معظم وقته فلكًا جزيئيًا ترابطيًا واحدًا.

فقرة إثرائية

علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا

خرائط الوصف التفصيلي للتضاريس والصفات السطحية (الخرائط الطبوغرافية)

تُرسَم عادةً الخرائط الطبوغرافية كسلاسل (مجموعات) من الخطوط لتتبُّع ارتفاعات التضاريس الأرضية. على سبيل المثال، يمكن رسم خطًّا لكلّ 10 أمتار زيادة في الارتفاع. وبالتالي، كلّما كانت هذه الخطوط أكثر تقاربًا في منطقة ما كلّما كانت تضاريس هذه الأخيرة أكثر انحدارًا (أشدّ ميلًا). ترسم الكثافات الإلكترونية للذرات بين بلورات الجزيئات الخرائط السابقة بالطريقة نفسها التي ترسم من خلالها خرائط التضاريس. ويمكن للعلماء الذين يرغبون في معرفة مواقع الذرّات في البلورات اللجوء إلى هذه الكثافات كما يلجأ علماء الجغرافيا إلى الخرائط الطبوغرافية لمعرفة ارتفاع التضاريس فيها. ويمكن رسم خريطة الكثافة الإلكترونية لأيّ موقع في البلّورة المُراد فحصها من حيود الأشعّة السينية لتلك البلّورة، حيث تكون الكثافة الإلكترونية أكبر كلّما كانت الخطوط أقرب. وقد ساعدت هذه الطريقة العلماء في تعيين مواقع الذرّات في الجزيئات بدقّة.

2.3 إعادة التعليم

إذا وجد الطلاب صعوبة في استيعاب تداخل الأفلاك خلال تشكيل الرابطتين σ وπ، راجع معهم ترتيب لويس ثمّ انتقل إلى أشكال الأفلاك الذرّية (فلك s وأفلاك p). عندما تتأكّد من استيعاب الطلاب، انتقل إلى الأفلاك الجزيئية، وارسم لهم على السبّورة الأشكال التي تنتج عن التداخل المحوري (رأسًا إلى رأس) واعط أمثلة عن تداخل s – s و s – p و p – p، ثمّ انتقل إلى التداخل الجانبي (الرابطة π).

يمكن استعمال أفلام فيديو لمساعدة الطلاب على استيعاب تداخل الأفلاك وتكوين أشكال الأفلاك الجزيئية.

إجابات أسئلة الدرس 1–1

1. تتداخل الأفلاك محوريًّا عندما تكون نواة الذرّتين المترابطتين على طول محور يصل بينهما لتنتج عنه الرابطة سيجما σ.
2. تتداخل الأفلاك جنبًا إلى جنب عندما يكون محورا الفلكين متوازيين، وتنتج عن هذا التداخل الرابطة باي π.
3. تطبيق نظرية رابطة التكافؤ على:

   HF بحسب الخطوات التي طُبِّقت لتشكيل الجزيء HCl.

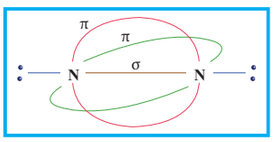
   F_2 بحسب الخطوات التي طُبِّقت لتشكيل الجزيء Cl_2.

   PH_3 بحسب الخطوات التي طُبِّقت لتشكيل الجزيء NH_3
4. **(أ)** رابطتان سيجما σ ورابطتان باي π

   (ب) 3 روابط سيجما σ

   (جـ) 3 روابط سيجما σ ورابطتان باي π

يتكوّن جزيء النيتروجين إذًا من ثلاث روابط تساهمية، واحدة سيجما σ واثنتين باي π (شكل 6).



شكل (6)
تترابط ذرّتا نيتروجين، برابطتي باي و رابطة سيجما، لتكوين جزيء نيتروجين (N_2)

خواصّ الرابطة التساهمية باي π

- تتواجد الرابطة باي π في الجزيئات التي تحتوي على الرابطة التساهمية الثنائية والرابطة التساهمية الثلاثية.
- تكون الرابطة التساهمية π أضعف من الرابطة التساهمية سيجما σ.
- لا تتكوّن الرابطة π إلّا إذا تكوّنت الرابطة σ قبلها.
- بإمكان الجزيئات التي تحتوي على الرابطة π (رابطة تساهمية ثنائية وثلاثية) أن تدخل في تفاعلات كيميائية إضافية، وبخاصّة في الكيمياء العضوية.

مراجعة الدرس 1–1

1. عرّف تداخل الأفلاك المحوري (رأسًا لرأس). ماذا تُسمّى الرابطة التي تنتج عن هذا التداخل؟
2. عرّف تداخل الأفلاك الجانبي (جنبًا إلى جنب). ماذا تُسمّى الرابطة التي تنتج من هذا التداخل؟
3. طبّق نظرية رابطة التكافؤ في دراسة بنية كلّ من الجزيئات التالية: HF، F_2، PH_3. إستعن بالجدول الدوري لتحديد العدد الذرّي.
4. حدّد عدد الروابط σ وπ في كلّ من جزيئات المركّبات التالية، علمًا أنّ: $_1H$، $_6C$، $_7N$
   (أ) CO_2
   (ب) NH_3
   (جـ) C_2H_2

الأفلاك المهجَّنة

دروس الفصل

الدرس 2–1: الأفلاك المهجَّنة

تعرّف الطالب في الفصل الأوّل كيف يربط بين تكوين الرابطة التساهمية وتداخل الأفلاك. وتعرّف الطالب أيضًا إلى نظرية رابطة التكافؤ وكيف ينتج عنها تداخل الأفلاك لتكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π. كما تعرّف إلى خواصّ هاتين الرابطتين وقارن بينهما.

في هذا الفصل، سوف يدرس أشكالًا هندسية لبعض الجزيئات لم تتمكن النظريات السابقة من تفسيرها.

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تعلمت في السنة السابقة أن الفلزات واللافلزات تتبادل عددًا من الإلكترونات لتشكيل روابط أيونية.

ما نوع الرابطة بين ذرّة البورون B والفلور F في جزيء BF_3؟

ما نوع الرابطة بين ذرّة الألمنيوم Al والكلور Cl في جزيء $AlCl_3$؟

ينتمي البورون والألمنيوم إلى المجموعة المثالية 3A.

البورون هو شبه فلز والألمنيوم فلز. يشكل البورون والألمنيوم روابط تساهمية مع الهالوجينات (F و Cl) لتكوين جزيء BF_3 و $AlCl_3$.

$_{13}Al: 1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^2 3p^1$

$_{5}B: 1s^2\,2s^2 2p^1$

يوضح الترتيب الإلكتروني لكل من ذرّات البورون والألمنيوم وجود فلك p_x غير ممتلئ ويدلّ على إمكانية تشكيل رابطة تساهمية واحدة.

ما هي العملية التي سمحت لذرتي البورون والألمنيوم بتكوين ثلاثة روابط لكل منهما في الجزيء الخاص به؟

سيدرس الطلاب في هذا الفصل كيفية تكوين هذه الروابط وما هي الظروف التي أدت إلى تكوين العدد الكافي منها في الأفلاك نصف الممتلئة التي تسمح بتشكيل هذين الجزيئين.

هل تساءلت يومًا كيف يمكنك رؤية هذه الكلمات؟ استطاع العلماء فهم أنّ الإدراك والتفكير والتعلّم تعتمد على أشكال الجزيئات وتغيّرها، فتعتمد عملية النظر على التغيّرات في أشكال الجزيئات في عيننا. وتعتمد عملية معالجة الإشارات أيضًا على التغيّرات نفسها، فهي تحوّل الصور التي تتلقّاها العين، بطريقة مذهلة ومعقّدة وشبه مجهولة، إلى أفكار وذكريات وأعمال وأفعال.

بالإضافة إلى ذلك، تحدّد أشكال الجزيئات روائح تلك الأخيرة ومذاقاتها وتأثيرها كعقاقير مخدّرة. إنّها تضبط التفاعلات التي تحدث في أجسامنا وتساهم في بقائنا على قيد الحياة، وتتحكّم بخواصّ المواد حولنا، بما في ذلك لونها وذوبانيّتها. وهي تساعد في تحديد ما إذا كانت مادّة ما جسمًا صلبًا أو سائلًا أو غازًا.

دروس الفصل

الدرس الأوّل

- الأفلاك المهجَّنة

الدرس 2-1

الأفلاك المهجَّنة

الأهداف:

- يستنتج عملية تهجين الأفلاك.
- يشرح كيفية تكوين الروابط التساهمية في بعض الجزيئات باستخدام الأفلاك المهجَّنة.

صفحات التلميذ: من ص 20 إلى ص 24

عدد الحصص: 3

الأدوات المستعملة: جهاز عرض، نماذج ذرّات، أفلام تعليمية توضح أشكال بعض الجزيئات (أو لوحة حائط)

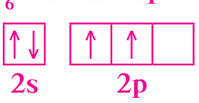
1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس. اعرض عليهم تركيب لويس لجزيء الميثان، واسترجع معهم المعلومات التي درسوها في الفصل الأوّل حول تشكيل الروابط التساهمية.

وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- هل يمكن استنتاج الأشكال التي توضحها الصورة الافتتاحية لجزيء الميثان؟ [كلّا]
- هل يمكن تطبيق نظرية رابطة التكافؤ في هذه الحالة؟ [كلّا، لأنّ الترتيب الإلكتروني للكربون $_6C$ هو: $_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ (الوضع الأدنى طاقة للذرّة)



يحتوي غلاف التكافؤ في ذرّة الكربون على إلكترونين منفردين، لذلك يكون تشكيل 4 روابط تساهمية غير ممكن، إلّا إذا طرأ عامل آخر على الترتيب الإلكتروني لذرّة الكربون، ما يسمح ببروز 4 إلكترونات منفردة.]

2. علِّم وطبِّق

2.1 مناقشة

وضّح بالتفصيل الترتيبات الإلكترونية لعدد من العناصر البسيطة مع تحديد الحالة الأرضية والحالة المثارة التي تسمح بتشكيل الأفلاك المهجَّنة.

$_6C: 1s^2\ 2s^2 2p^2$ ، $_5B: 1s^2\ 2s^2 2p^1$

وضّح للطلاب أن نوع التهجين يعتمد على عدد الأفلاك التي تشارك في هذه العملية. (في المثالين السابقين، يكون تهجين ذرّة البورون B من نوع sp^2 وتهجين ذرّة الكربون C من نوع sp^3 في مثال غاز الميثان.)

الدرس 2-1 الأفلاك المهجَّنة
Hybrid Orbitals

الأهداف العامة

- يصف عملية تهجين الأفلاك.
- يشرح كيفية تكوين الروابط التساهمية في بعض الجزيئات باستخدام الأفلاك المهجَّنة.

شكل (7)
يوضح الشكل أنواع الصيغ التي تُعتمد في تمثيل الجزيئات، وهي:
(أ) التركيب الفراغي (الوتدي)، (ب) نموذج الكرة والعصا، (جـ) نموذج التعبئة المجسّمة (ثلاثي الأبعاد).

تبعًا لنظرية رابطة التكافؤ، تكوّن ذرّة اللافلزّ رابطة تساهمية عندما يمتلك أحد أفلاكها إلكترونًا منفردًا وهذا يعني أنّ الذرّة في حالة عدم وجود إلكترون منفرد فيها، تفقد قدرتها على التفاعل وتكوين الروابط (كحال الغازات النبيلة).

نلاحظ أن ذرّة الكربون لا تحتوي إلّا على إلكترونين منفردين $_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$ أي أنّها طبقًا لنظرية رابطة التكافؤ، لا تستطيع تكوين إلّا رابطتين تساهميتين. في حين تُظهر التجربة العملية أن ذرّة الكربون C تستطيع تكوين أربع روابط تساهمية كما في جزيء الميثان شكل (7). لذا لا يمكن الاعتماد على نظريّة رابطة التكافؤ لشرح الترابط في هذه الجزيئات ما استدعى التوصّل إلى نظريّة أخرى بإمكانها تفسير هذا الترابط. تسمّى هذه النظرية نظريّة **الأفلاك المهجّنة Hybrid Orbitals**.

1. تهجين الأفلاك Hybridisation of Orbitals

أعطت نظرية رابطة التكافؤ وصفًا بسيطًا لتداخل الأفلاك نصف الممتلئة، وتفسيرًا مقبولًا لتكوين الروابط وعددها في جزيئات بسيطة عدّة وأشكالها. لم تتمكّن هذه النظرية من تفسير عدد الروابط المتكوّنة في كثير من المركّبات ولا حتّى أشكالها، وبخاصّة مركّبات الكربون (في الكيمياء العضوية مثلًا).

20

2.2 مناقشة

يحتاج الطلاب إلى إتقان الترتيبات الإلكترونية لعدد من العناصر البسيطة التي سوف تشارك في تكوين بعض الجزيئات التي تحتوي على روابط تساهمية ناتجة عن مشاركة أفلاك مهجَّنة في الترابط. مثال على ذلك: $_{4}Be$ ، $_{5}B$ ، $_{6}C$ ، $_{13}Al$ ، $_{14}Si$.

كما يحتاج الطلاب إلى مراجعة الترتيب الإلكتروني لبعض العناصر مثل: $_{1}H$ ، $_{9}F$ ، $_{17}Cl$.

3.2 مناقشة

وضّح للطلّاب أنّ عملية التهجين تحدث عندما تتداخل أفلاك الذرّة الواحدة بعد تحفيز الإلكترونات. تكون هذه الأفلاك متقاربة مع بعضها في الطاقة. وينتج عن هذا التداخل عدد من الأفلاك المهجَّنة، ويكون عدد الأفلاك المهجَّنة مساويًا لعدد الأفلاك التي دخلت في عملية التهجين. تتميّز الأفلاك المهجَّنة بخواصّ وسطية بين الأفلاك التي تداخلت في عملية التهجين. من مميّزات الأفلاك المهجَّنة أنّها تكون متكافئة ومتساوية في الطاقة، ولديها قدرة على التداخل وتكوين الرابطتين التساهميتين π وσ.

4.2 مناقشة

وضّح للطلاب أنّ الشكل الهندسي لجزيء ما تشكّل من مساهمة روابط مهجَّنة يتأثّر بنوع التهجين.

نوع التهجين	الشكل الهندسي للجزيء
sp	خطي
sp^2	مستوى مثلثي
sp^3	رباعي السطوح

يظهر الترتيب الإلكتروني لذرّة عنصر الكربون ما يلي:

$_{6}C: 1s^2 2s^2 2p^2$ (الوضع الأدنى طاقة للذرّة)

2s $2p_x$ $2p_y$ $2p_z$

لدى ذرّة الكربون فلك $2p_z$ فارغ من الإلكترونات، فإذا استُثمرت كمّية كافية من الطاقة لنقل إلكترون من الفلك 2s إلى الفلك $2p_z$، ينتج فلك نصف ممتلىء. يصبح الترتيب الإلكتروني في مستوى الطاقة الخارجي في هذه الحالة كما يلي: $_{6}C: 2s^1 2p^3$.

تظهر هذه البنية أنّ الإلكترونات الأربعة غير المزدوجة لا تملك كمّية الطاقة نفسها ويختلف شكل أفلاكها، لذلك تكون الروابط التي تنتج عنها مختلفة. فقد أظهرت التجربة العلمية أنّ الروابط الأربع التي تحيط بذرّة الكربون في جزيء الميثان متماثلة تقريبًا. بالتالي، تفسّر نظرية تهجين الأفلاك هذه الظاهرة.

تنتج نظرية التهجين عن اندماج فلكين مختلفين عادة (s و p) ليتكوّن فلك جديد يُسمّى فلكًا مهجَّنًا، يمتاز بخواصّ وسطية بين الأفلاك التي خضعت للتهجين.

2. نماذج التهجين Types of Hybridisation

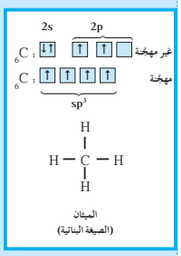
يعتمد التهجين على نوع الأفلاك التي اندمجت لتُنتج الأفلاك المهجَّنة.

1.2 تهجين sp^3: بنية الميثان CH_4

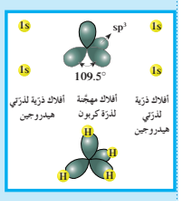
sp^3 Hybridisation: Structure of Methane CH_4

يمكن استخدام عملية تهجين الأفلاك لوصف الرابطة التساهمية لجزيء الميثان. فإذا استخدمنا أفلاكًا مهجَّنة من ذرّة الكربون نجد أنّه لكي يستطيع الكربون أن يقدّم أربعة أفلاك تتداخل معها أفلاك 1s للهيدروجين، يجب أن نستخدم مجموعة من الأفلاك المهجَّنة sp^3 كما يوضّح الشكل (8). فقد تمّ دمج فلك واحد 2s مع ثلاثة أفلاك 2p لتكوين أربعة أفلاك مهجَّنة sp^3، وهذه الأفلاك تشير في اتّجاه قمم رباعي السطوح، وتكون زاوية رباعي السطوح بين هذه الأفلاك، وتساوي 109.5°. ونجد أنّ الأفلاك المهجَّنة sp^3 الأربعة لذرّة الكربون تتداخل مع أفلاك 1s الأربعة لذرّات الهيدروجين الأربع كما يوضّح الشكل (9).

تحتوي ذرّة الكربون على فلكين نصف ممتلئين 2p، ما يسمح لها بتكوين رابطتين تساهميتين أحاديتين. وكما نعلم، يكون رقم تكافؤ الكربون في معظم الأحيان 4، لذلك علينا إعادة النظر في نموذج الترابط.



شكل (8)
التغير في الترتيب الإلكتروني لحصول على sp^3



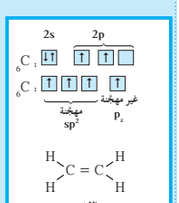
شكل (9)
في جزيء الميثان، يتداخل كلّ فلك من الأفلاك المهجَّنة sp^3 الأربعة لذرّة الكربون مع فلك 1s لذرّة الهيدروجين. ما نوع الرابطة الناتجة، سيجما أم باي؟

2.2 تهجين sp^2: بنية الإيثين C_2H_4

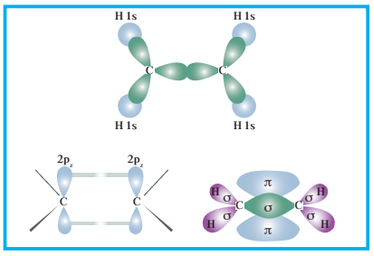
sp^2 Hybridisation: Structure of Ethene C_2H_4

عملية تهجين الأفلاك مفيدة أيضًا في تفسير الروابط التساهمية الثنائية. فلنأخذ مثال الإيثين وهو جزيء بسيط يحتوي على رابطة واحدة ثنائية بين ذرّتي الكربون، وأربع روابط أحادية بين ذرّة الكربون وذرّة الهيدروجين. ولكي تستطيع ذرّة الكربون أن تكوّن روابط مع ثلاث ذرّات أخرى (ذرّتي هيدروجين وذرّة كربون) يجب أن تُستخدم مجموعة أفلاك مهجَّنة sp^2 (شكل 10).

يُستخدَم اثنان من هذه الأفلاك المهجَّنة sp^2 للتداخل مع فلك ذرّة الهيدروجين 1s، في حين يتداخل الفلك sp^2 الثالث مع فلك مماثل على ذرّة الكربون الأخرى، وهذا يفسّر جميع روابط C−H في C_2H_4، وأحد أزواج الإلكترونات المنقسمة بين ذرّتي الكربون. وبسبب الطريقة التي يتمّ بها تكوين أفلاك sp^2، يصبح لكلّ ذرّة كربون فلك p ذرّي غير مهجَّن. عندما تقترب ذرّتا الكربون الواحدة من الأخرى، يقترب هذان الفلكان p الواحد من الآخر جانبيًّا (جنبًا إلى جنب) لتكوين رابطة ثانية تتركّز فيها السحابة الإلكترونية أعلى وأسفل محور الكربون – الكربون. وتشير النتائج التجريبية المخبرية إلى أنّ زوايا الروابط H−C−H في جزيء الإيثين تساوي 120° تقريبًا. ويوضّح الشكل (11) كيف يبعد كلّ فلك مهجَّن عن الآخر بزاوية 120°، وأنّ اثنين من الأفلاك sp^2 المهجَّنة لكلّ ذرّة كربون يكوّنان أفلاكًا جزيئية ترابطية من النوع سيجما σ مع الأفلاك الأربعة 1s الذرّية لذرّات الهيدروجين الموجودة. ويتداخل الفلك الثالث المتبقّي من الأفلاك المهجَّنة لكلّ من ذرّتي الكربون لتكوين رابطة سيجما σ بين ذرّتي الكربون، وتتداخل الأفلاك 2p غير المهجَّنة جنبًا إلى جنب لتكوين رابطة من النوع باي π.



شكل (10)
التغير في الترتيب الإلكتروني للحصول على sp^2



شكل (11)
في جزيء الإيثين، يتداخل فلكا sp^2 المهجّنان من كلّ ذرة كربون مع فلكي 1s لذرتي هيدروجين لتكوين رابطتي سيجما. ويتداخل فلكا sp^2 المهجنان ليكوّنا رابطة سيجما بين ذرّتي الكربون C−C ويتداخل الفلكان الذرّيان p_z ليكوّنا رابطة باي.

3. قيّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

وزّع الطلاب إلى مجموعات، واطلب إلى كل مجموعة دراسة جزيء عن كل نوع تهجين واطلب إليهم في كل مجموعة اتباع الخطوات التالية:

- كتابة الترتيبات الإلكترونية للذرّات المكونة للجزيء.
- تحديد الوضع الأدنى طاقة والحالة المثارة للذرّة المركزية في الجزيء.
- تحديد نوع التهجين.
- تحديد الشكل الهندسي للجزيء.

وضّح للطلّاب أن الأفلاك المهجَّنة لذرّة ما متشابهة بالشكل ولها الطاقة ذاتها تقريبًا.

2.3 إعادة التعليم

اطلب إلى الطلاب الذين عملوا في المجموعات السابقة أن يعدوا جدولًا لكل مجموعة موضحين: صيغة الجزيء، الذرّة المركزية، نوع التهجين والشكل الهندسي لكل جزيء تمت مناقشته في كل مجموعة.

إجابات أسئلة الدرس 2–1

1. عملية خلط أو اندماج أو اتّحاد بين جسمين.
2. تهجين الأفلاك هي عملية يتم فيها اندماج (خلط أو مزج) أفلاك تختلف في الشكل والطاقة والاتجاه كي تنتج أو تكون أفلاكًا جديدة تتماثل في الشكل والطاقة.
   يحدد عدد أفلاك المهجَّنة في ذرّة ما أنواع الأفلاك التي تندمج لتكوين أفلاك جديدة يحتوي كل منها على إلكترون واحد.
3. يعني تهجين sp^3 أن فلك s وثلاثة أفلاك p اندمجت لتكوين أربعة أفلاك مهجَّنة يحتوي كل منها على إلكترون واحد. كل فلك من هذه الأفلاك الأربعة يسمى sp^3.
4. (أ) sp
   (ب) sp^2

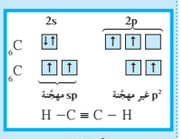
3.2 تهجين sp: بنية الإيثاين C_2H_2

sp Hybridisation: Structure of Ethyne C_2H_2

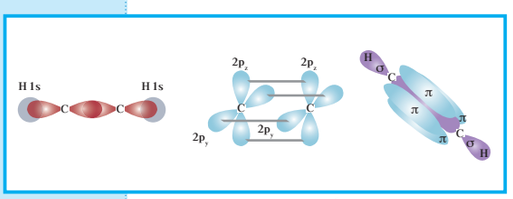
النوع الثالث من الرابطة التساهمية هي الرابطة الثلاثية كالتي تتواجد في جزيء الإيثاين (الأسيتيلين) C_2H_2.

في حالة الإيثاين، ترتبط كلّ ذرّة كربون بذرّتين أخريين فقط هما ذرّة كربون وذرّة هيدروجين. لذلك يلزم فلكان لهذا الغرض، فيُستخدَم زوج من أفلاك sp المهجَّنة.

وكما هو متّبع في الجزيئات الأخرى، يعتمد وصف الأفلاك المهجَّنة في الإيثاين على فهم خواصّ أخرى. فجزيء الإيثاين جزيء خطّي، وأنسب وصف للفلك المهجَّن في هذه الحالة يمكن الحصول عليه من دمج الفلك الذرّي 2s مع فلك واحد فقط من الأفلاك الثلاثة 2p الذرّية، ليتكوّن فلكان sp مهجّنان لكلّ ذرّة كربون (الشكل 12) وتشير النتائج التجريبية المخبرية الى ان زوايا الروابط H – C – C – H في جزيء الإيثاين تساوي 180° تقريبًا. وكما هو موضّح في الشكل (13)، يتكوّن الفلك الجزيئي الترابطي سيجما من تداخل فلك واحد sp من كلّ ذرّة كربون، في حين يتداخل الفلك sp الآخر من كلّ ذرّة كربون مع فلك 1s لكلّ ذرّة هيدروجين، وتتكوّن أيضًا أفلاك جزيئية ترابطية. يتداخل زوج الأفلاك p الذرّية غير المهجّنة من كلّ ذرّة كربون بالتداخل الجانبي (جنبًا إلى جنب) ليتكوّن فلكان جزيئيان ترابطيان من النوع باي. وتمتلئ الأفلاك الجزيئية الترابطية الخمسة بالكامل بالإلكترونات الموجودة، وبذلك يتكوّن الترابط في جزيء الإيثاين من ثلاث روابط سيجما ورابطتين باي.



شكل (12)
التغير في الترتيب الإلكتروني للحصول على sp



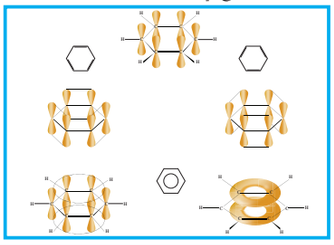
شكل (13)
في جزيء الإيثاين، يتداخل فلك مهجّن واحد sp من كلّ ذرّة كربون مع فلك 1s لذرّة الهيدروجين ليكوّن رابطة سيجما، في حين يتداخل الفلك المهجّن الآخر sp لكلّ ذرّة كربون ليكوّن رابطة سيجما بين ذرّتي الكربون C–C. ويتداخل الفلكان الذرّيان غير المهجّنين المتبقيان من الأفلاك الذرّية p لكلّ ذرّة كربون ليكوّنا رابطتي باي.

4.2 بنزين

Benzene

يُعتبَر البنزين أصل المركّبات الأروماتية ومن خواصّه:

- الصيغة الجزيئية للبنزين هي C_6H_6.
- ذرات الكربون موجودة في شكل مستوى حلقي سداسي يصاحبه سحابة من تداخل إلكترونات الرابطة π أعلى وأسفل الحلقة.
- كلّ ذرات الكربون الستّة متكافئة من حيث طول الرابطة بينها والزوايا بين الروابط.
- الروابط الأحادية سيجما σ، روابط قوية تبقي الحلقة متماسكة.
- يحدث تداخل جنبًا إلى جنب للأفلاك الذرّية p_z يؤدّي إلى عدم تمركز تام في نظام باي π ما يؤدّي إلى إستقرار الجزيء.
- ذرات الهيدروجين موزّعة توزيعًا متكافئًا على الحلقة.
- كلّ ذرّة كربون تقوم بعمل تهجين sp^2 والزوايا بين الروابط متساوية (120°) كما هو موضّح في الشكل (14).



شكل (14)
جزيء البنزين

مراجعة الدرس 2–1

1. ماذا تعني كلمة تهجين؟
2. عرّف الأفلاك المهجَّنة. ما الذي يحدّد عدد الأفلاك المهجَّنة في ذرّة ما؟
3. إشرح معنى تهجين sp^3.
4. ما هو نموذج التهجين الذي ينتج عند اندماج الأفلاك في كلّ من الحالات التالية:
   (أ) فلك s وفلك p؟
   (ب) فلك s وفلكين p؟

مراجعة الوحدة الأولى

الملخّص

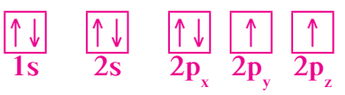
وجّه الأسئلة التالية لمساعدة الطلّاب على تلخيص المعلومات التي تحتوي عليها الوحدة:

◄ اشرح تكوين الرابطة التساهمية في جزيء O_2 (غاز الأكسجين) واربط تكوين الرابطة بالترتيب الإلكتروني.

[العدد الذرّي لذرّة الأكسجين O هو: $Z = 8$.

الترتيب الإلكتروني: $_8O : 1s^2 2s^2 2p^4$

الوضع الأدنى طاقة للذرّة:

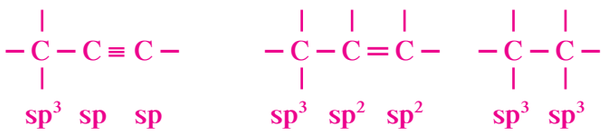


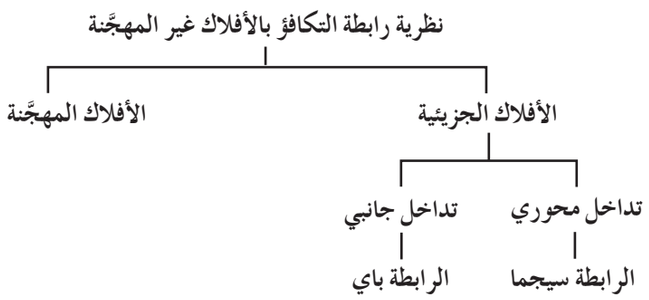
يبيّن هذا الترتيب وجود إلكترون منفرد في كل من أفلاك $2p_y$ و$2p_z$ في ذرّة الأكسجين. عندما تتشارك الذرتان هذه الإلكترونات لتكوين جزيء O_2 يتداخل فلكين p_y رأسًا برأس لتكوين رابطة تساهمية سيجما σ. كما يتداخل فلكين p_z عموديًّا (جنبًا إلى جنب) لتكوين رابطة تساهمية باي π. ينتج عن تداخل الأفلاك الذرّية أفلاك جزيئية (الرابطة سيجما σ والرابطة باي π).]

◄ عدد أنواع التهجين التي تنتج عن الأفلاك المهجَّنة s وp.

حدد نوع التهجين لذرّة C في كل من الجزيئات التالية: C_3H_4، C_3H_6، C_2H_6.

أنواع الهجين الناتجة عن s وp: sp، sp^2، sp^3.





مراجعة الوحدة الأولى

المفاهيم

الأفلاك الجزيئية	Molecular Orbitals	الأفلاك المهجَّنة	Hybrid Orbitals
تداخل جانبي	Side by Side Overlapping	تداخل محوري	Axial Overlapping
الرابطة سيجما σ	Sigma–bond σ	الرابطة باي π	Pi–bond π
نظرية رابطة التكافؤ	Valence Bond Theory		

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1 – 1) الأفلاك الجزيئية

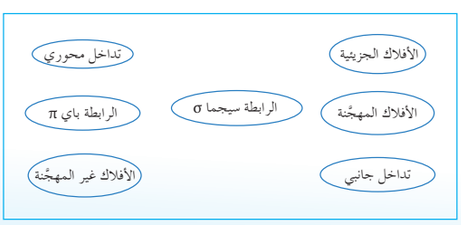
- ينتج عن التداخل المحوري رابطة تساهمية سيجما σ وعن التداخل الجانبي رابطة تساهمية باي π.
- تتألّف الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة σ.
- تتألّف الرابطة التساهمية الثنائية من رابطة σ ورابطة π.
- تتألّف الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطة σ ورابطتين π.

(1 – 2) الأفلاك المهجَّنة

- عندما يحصل الاندماج بين الأفلاك الذرّية بوجود طاقة كافية، تنتج أفلاك ذرّية مهجَّنة ذات خواصّ وسطية بين الأفلاك المندمجة، وتُسمّى هذه العملية تهجين الأفلاك.
- نحصل على وصف الشكل الجزيئي الذي يطابق تمامًا النتائج التجريبية بالاستعانة بالأفلاك الذرّية.

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظّم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة.



تحقق من فهمك

1.	الرابطة σ	الرابطة π
نوع الرابطة التساهمية	أحادية	ثنائية وثلاثية
نوع تداخل الأفلاك	محوري	جانبي
قوة الرابطة	أقوى من الرابطة π	أضعف من الرابطة σ

2. راجع المقطع 2 ص 17 في الدرس 1–1.

3. Br_2 : $p - p$ لتكوين رابطة سيجما σ

4. sp: خطي $= 180°$

sp^2: مستوى مثلّثي $= 120°$

sp^3: رباعي السطوح $= 109.5°$

5. (أ) $\underline{C}H_2Cl_2$: sp^3

(ب) $\underline{B}Cl_3$: sp^2

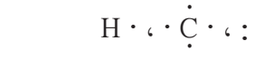
6. SiH_4: sp^3، رباعي السطوح، زاوية: $109.5°$

اختبر مهاراتك

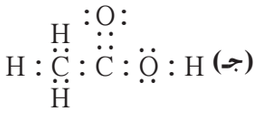
1. (أ) الترتيب الإلكتروني: $_1H: 1s^1$ ، $_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

(ب) تمثيل لويس النقطي:

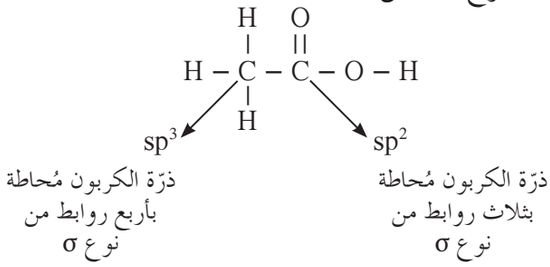


(جـ)



(د) ترتبط ذرّة الكربون بواسطة رابطة تساهمية ثنائية مع إحدى ذرّات الأكسجين $C = O$، وترتبط هذه الذرة بواسطة رابطة تساهمية أحادية مع OH . $C - OH$

(هـ) نوع التهجين:



أسئلة مراجعة الوحدة 1

تحقق من فهمك

1. ميّز بين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π من حيث الشكل والخواصّ والأفلاك التي تكوّنهما.
2. اشرح تكوين الرابطة باي π في جزيء البنزين معتمدًا على نظرية رابطة التكافؤ.
3. ما هي الأفلاك الذرّية التي تندمج لتكوين جزيء Br_2؟ حدّد نوع الرابطة (σ وπ).
4. اذكر الزاوية التي تنتج عن كلّ من أنواع التهجين التالية:

(أ) sp

(ب) sp^2

(جـ) sp^3

5. ما هو نوع التهجين للذرّة التي تحتها خطّ في كلّ من الجزيئات التالية؟

(أ) $\underline{C}H_2Cl_2$

(ب) $\underline{B}Cl_3$

6. توقّع نوع الأفلاك المهجّنة التي استُخدمت في الذرّة المركزية، والشكل الهندسي والزاوية في المركّب SiH_4.

اختبر مهاراتك

1. يعتبر حمض الأستيك حمضًا عضويًا ضعيفًا وهو المكون الأساسي للخلّ. يعرف هذا الحمض برائحته النافذة، فهو سائل لا لون له. يتم إنتاجه عن طريق تفاعل الميثانول CH_3OH مع أول أكسيد الكربون في وجود عامل محفّز.

$$CH_3OH_{(l)} + CO_{(g)} \xrightarrow[\text{محفّز}]{\text{عامل}} CH_3COOH_{(l)}$$

(أ) اكتب الترتيب الإلكتروني لكل من العناصر التالية: $_1H$ و $_6C$ و $_8O$.

(ب) اكتب ترتيب لويس النقطي لكل من العناصر H و C و O.

(جـ) اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لحمض الأستيك مع العلم أن ذرتي الكربون ترتبطان مباشرة برابطة σ (رابطة تساهمية أحادية).

(د) هل تتشابه الرابطتان اللتان تربطان ذرة الكربون بكل من ذرتي الأكسجين؟

(هـ) ما هو نوع التهجين لكل من ذرتي الكربون في حمض الأستيك؟

2. هل تتوزّع الذرّات بشكل صحيح في كلّ من الجزيئات التالية أم لا؟ ثمّ اكتب الترتيب الصحيح في حالة الترتيب الخطأ.

(أ) $H = C = C = H$ (ب) $:H - O - F$

(جـ) $:I ::: Cl:$ (د) $H - N \vdots\vdots N - H$

هنالك واحدة أو أكثر من الروابط غير الصحيحة في كلّ من الترتيبات الإلكترونية السابقة. حدّد الروابط غير الصحيحة وصحّح الخطأ، ثمّ اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من الجزيئات.

حدّد نوع التهجين لكلّ من ذرتي الكربون في المركّب (أ)، علمًا أنّ $_1H$، $_6C$، $_7N$، $_8O$، $_9F$، $_{17}Cl$، $_{53}I$.

2. **(أ)** الروابط غير الصحيحة:
   - رابطة تساهمية ثنائية بين كلّ ذرّة الكربون وذرّة الهيدروجين
   - رابطة تساهمية ثنائية بين ذرّتي الكربون

الشكل الصحيح: $H:C:::C:H$

$H-C\equiv C-H$، نوع التهجين لكلّ من ذرّتي الكربون هو sp

(ب) تحيط بكلّ من ذرّتي الأكسجين والفلور أربعة إلكترونات.

الشكل الصحيح: $:\ddot{F}:\ddot{O}:H$

(جـ) تكوّن ذرّات الهالوجينات روابط تساهمية أحاديّة وليس ثلاث.

الشكل الصحيح: $:\ddot{I}:\ddot{Cl}:$

(د) تكوّن ذرّة النيتروجين ثلاث روابط وليس أربع.

الشكل الصحيح: $H:\ddot{N}::\ddot{N}:H$

3. تحيط بكلّ ذرّة كربون ثلاث روابط σ، ما يعني أنّ نوع التهجين هو sp^2 لكلّ من ذرّتي الكربون.

4. **(أ)** $_4Be: 1s^2\ 2s^2$ ⟦↑↓⟧ 2s

$_5B: 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$ ⟦↑↓⟧ 2s ⟦↑ | | ⟧ $2p_x 2p_y 2p_z$

$_9F: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ ⟦↑↓⟧ 2s ⟦↑↓ | ↑↓ | ↑⟧ $2p_x 2p_y 2p_z$

(ب) $\cdot Be\cdot$ ، $\cdot B\cdot$ ، $\cdot\ddot{F}:$

(جـ) $:\ddot{F}:Be:\ddot{F}:$

$:\ddot{F}:\underset{:\ddot{F}:}{\overset{:\ddot{F}:}{B}}$

(د) لم تُطبّق قاعدة الثمانية في الجزيئين.

في الجزيء BeF_2 تحيط بذرّة Be أربعة إلكترونات.

في الجزيء BF_3 تحيط بذرّة B ستّة إلكترونات.

مشاريع الوحدة

1. يجب أن تماثل النماذج تلك الواردة في الأشكال الواردة في الدرس 2–1.

3. يُعتبر حمض الأكساليك من الأحماض العضوية، وله صيغة جزيئية $C_2H_2O_4$. ينتج في جسم الإنسان ويتواجد بكثرة في أنواع كثيرة من النباتات. يُستخدَم هذا الحمض في تصنيع الأقمشة وفي إزالة الدهان والطلاء، كما يُستخدَم كمزيل للصدأ والترسّبات الكلسية.
   حدِّد نوع التهجين لكلّ من ذرّتي الكربون. علِّل إجابتك.
4. ثلاثي فلوريد البورون هو مركّب كيميائي غير عضوي له صيغة جزيئية BF_3. وهو غاز سامّ لاذع عديم اللون، يتواجد بشكل أبخرة في الهواء الرطب. يُستخدَم هذا الغاز في الكيمياء العضوية وبخاصّة في تفاعلات البلمرة، كما يُستخدَم كعامل حفّاز.
   فلوريد البيريليوم هو مركّب غير عضوي له صيغة جزيئية BeF_2، ويُستخدَم في كيمياء الحياة. يذوب فلوريد البيريليوم بسهولة في الماء وهو سامّ جدًّا.
   (أ) أكتب الترتيب الإلكتروني لكلّ من العناصر التالية: $_9F$، $_5B$، $_4Be$ موضّحًا الأفلاك الذرّية لإلكترونات التكافؤ لكلّ منها.
   (ب) أكتب تمثيل لويس لكلّ من العناصر التالية: Be، B، F.
   (جـ) أكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من جزيئي BeF_2 و BF_3.
   (د) هل طبّقت قاعدة الثمانية في كلّ من هذين الجزيئين؟ اشرح.

مشاريع الوحدة

1. استعِن ببالونات ملوّنة لصنع نماذج عن أنواع التهجين التي تمّت مناقشتها خلال الدرس (sp^3 ، sp^2 ، sp).

مخطط الوحدة الثانية: المحاليل

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
	1–1 الماء كمذيب قوي	• وصف الرابطة الهيدروجينية في جزيء ماء.	1	**اكتشف بنفسك:** مشاهدة التوتّر السطحي **ارتباط الماء بالصحّة:** الماء ومزاولة الرياضة
1. المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة	1–2 المحاليل المائية	• شرح الجملة التالية: "الأشياء المتشابهة تذوب مع بعضها" ، أي أنّ الموادّ المذابة تذوب مع المذيبات التي تجمعها خواصّ مشتركة. • التمييز بين الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة والمحاليل غير الإلكتروليتية، ويعدّد أمثلة مختلفة.	3	
	1–3 الأنظمة المائية غير المتجانسة	• المقارنة بين بعض محاليل الموادّ المعلّقة والموادّ الغروية. • وصف ظاهرة تندال.	3	**الكيمياء في خدمة البيئة:** إنّه الماء
2. الخواص العامة للمحاليل المتجانسة	2–1 التفاعلات في المحاليل المائية	• تعداد الأسباب المؤدّية إلى حدوث تفاعل. • تعداد قواعد ذوبانية المركّبات الأيونية. • كتابة المعادلات الأيونية النهائية ووزنها. • استنتاج اسم وصيغة المادّة لمترسّبة من المعادلة الكيميائية الموزونة.	3	
	2–2 العوامل المؤثرة على الذوبانية	• تعداد العوامل المؤثّرة في معدّل ذوبان مذاب ما. • حساب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف ضغط مختلِفة.	3	
	2–3 تركيب المحاليل	• شرح ما المقصود بالنسبة المئوية الحجمية والنسبة المئوية الكتلية في المحاليل. • استنتاج كيفية استخدام المولارية لحساب عدد مولات المذاب. • حلّ المسائل التي تتضمّن مولارية المحلول في أجزائها. • وصف كيفية تحضير المحاليل المخفَّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا والمعلوم مولاريتها.	4	
	2–4 الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة بالمحاليل	• حساب الكتلة المولية لمركّب جزيئي بمعرفة الانخفاض في نقطة تجمّد المركّب أو الارتفاع في نقطة غليانه.	3	
حلّ أسئلة مراجعة الوحدة			3	
إجمالي عدد الحصص			23	

الوحدة الثانية

المحاليل

مكونات الوحدة

الفصل الأول: المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة

الدرس 1–1: الماء كمذيب قوي

الدرس 1–2: المحاليل المائية

الدرس 1–3: الأنظمة المائية غير المتجانسة

الفصل الثاني: الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة

الدرس 2–1: التفاعلات في المحاليل المائية

الدرس 2–2: العوامل المؤثرة على الذوبانية

الدرس 2–3: تركيب المحاليل

الدرس 2–4: الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة بالمحاليل

مقدمة

تهدف دراستنا للمحاليل إلى معرفة المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة، بالإضافة إلى دور الماء كمذيب. ويشمل المحتوى تركيب الماء القطبي والتعرّف إلى التوتر السطحي للماء، وتفاعلات الترسيب وتراكيب المحاليل، والذوبانية، والعوامل التي تؤثّر على هذه الذوبانية والإلكتروليتات، بالإضافة إلى الحسابات المولالية والمولارية والنسب المئوية، وتلك المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل وكيفية تحضير المحاليل المخفَّفة.

تتضمّن الوحدة فصلين هما:

- المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة
- الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة

في الفصل الأوّل، سيدرس الطلّاب المحاليل المائية ودور الماء كمذيب، وربط ذلك بالرابطة الهيدروجينية بين جزيئاته، والإلكتروليتات القوية والضعيفة والمحاليل غير الإلكتروليتية، ويميّزون محلول الموادّ المعلَّقة عن المحلول الغروي، ويتعرّفون ظاهرة تندال. أمّا في الفصل الثاني، فسيدرس الطلّاب قواعد الذوبانية للتنبّؤ بالراسب المتكوّن في تفاعلات التبادل المزدوج، ويكتبون المعادلات الأيونية الموزونة. سيدرسون أيضًا العوامل التي تؤثّر على معدّل ذوبانية مذاب ما، وكيفية حساب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف مختلفة من الضغط. سيدرس الطلّاب أيضًا تركيب المحاليل ويحلّون المسائل التي تتضمّن مولارية المحلول في أجزائها، ويصفون كيفية تحضير المحاليل المخفَّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا ذات المولارية المعلومة. وسيشرح الطلّاب المقصود بالنسبة المئوية الحجمية والنسبة المئوية الكتلية للمحاليل، والمولالية وأثرها على انخفاض درجة التجمّد وارتفاع درجة الغليان. وتشمل هذه الوحدة بعض التطبيقات، والأمثلة، والتجارب العملية التي تعزّز فهم الطالب للمحتوى.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

اطلب إلى الطلّاب تفحّص الصورة الافتتاحية للوحدة، ثمّ وجّه إليهم الأسئلة التالية: هل الماء الذي يغطّي حوالى ¾ سطح الكرة الأرضية يشكّل مادّة نقية؟ ماذا تحتوي مياه البحار والمحيطات؟ إلامَ يعود طعم هذه المياه؟

[مياه البحار والمحيطات والأنهر محاليل تحتوي على الكثير من الأملاح الذائبة، وبعض الموادّ العضوية والغازات، كالأكسجين الذي يساعد الأسماك على العيش في هذه المياه. طعم الملوحة ناتج عن انحلال الأملاح المتنوّعة في هذه المياه، ككلوريد الصوديوم وكلوريد البوتاسيوم وغيرها.]

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطلّاب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات، والإجابة على الأسئلة الموجودة في افتتاحية الوحدة الثانية في كتاب الطالب ص 28.

الإجابات:

[تتجاذب الجزيئات أو تتنافر في السوائل والغازات نتيجة القوى الإلكتروستاتيكية. وإذا اعتبرنا مادّة سائلة مكوّنة من نوع واحد من الجزيئات، تتجاذب هذه الجزيئات ويتعرّض كل جزيء إلى قوّة جذب في كلّ الاتجاهات، من الجزيئات التي تحيط به. وإذا حدث ذلك للجزيئات الموجودة على سطح السائل، تنجذب هذه الجزيئات نحو السائل إلى الأسفل. ويظهر ذلك كأنّ للسائل غشاء بلاستيكي يغلّفه، وهذا يفسّر تكوّن نقطة الماء بشكل كروي لكي تحتلّ مساحة أقلّ. وفي حال أضيف الصابون السائل، يفقد الماء هذه الخاصّية التي تعرف بالتوتّر السطحي.]

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الثانية

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. يحدِّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:

المحلول، المذاب، المذيب، الذوبانية، الترسيب، الإلكتروليت، الإلكتروليت القوي، الإلكتروليت الضعيف، المحاليل غير الإلكتروليتية، المحلول المائي، المحلول المتجانس، المحلول غير المتجانس، المعلَّقات، الغرويات، محلول مركَّز، محلول مخفَّف، التركيز المولاري، النسبة المئوية الحجمية، النسبة المئوية الكتلية، التركيز المولالي، الكسر المولي.

2. يتعرف المفاهيم العلمية التالية:

- ربط الانحلال بالتشابه بين المذيب والمذاب.
- التمييز بين الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة والمحاليل غير الإلكتروليتية.
- التمييز بين محلول الموادّ المعلَّقة والغرويات.
- وصف ظاهرة تندال.
- كتابة المعادلات الأيونية النهائية ووزنها.
- استخدام قواعد الذوبانية للتنبّؤ بالراسب المتكوّن في تفاعلات التبادل المزدوج.
- معرفة العوامل التي تؤثِّر على معدّل ذوبانية مذاب ما.
- حساب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف مختلِفة من الضغط.
- حلّ المسائل التي تتضمّن في أجزائها مولارية المحلول.
- وصف كيفية تحضير المحاليل المخفَّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا والمعلومة مولاريتها.
- شرح المقصود بالنسبة المئوية الحجمية $(\%\frac{V}{V})$ للمحاليل.
- شرح المقصود بالنسبة المئوية الكتلية $(\%\frac{m}{m})$ للمحاليل.
- حساب المولارية والكسر المولي للمحلول.
- حساب المولالية لمركّب جزيئي بمعرفة الانخفاض في درجة التجمد أو الارتفاع في درجة الغليان للمذيب.

3. يعطي أمثلة عن التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة ويفسّرها، مثل:

- الماء هو مكوّن معظم المحاليل الطبيعية وبالأخصّ تلك الموجودة في جسم الإنسان.
- استخدام المحاليل المائية في المشروبات.
- استخدام المحاليل المائية في الأدوية.
- استخدام المحاليل في مبرّد السيّارة.
- استخدام المحاليل الإلكتروليتية.

الأهداف المهارية

أتوقّع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- يستنتج دور قطبية جزيء الماء في عملية الإذابة.
- يفسِّر التوتّر السطحي للماء.
- يقارن بين المذيب القطبي وغير القطبي.
- يجري التجارب ليميِّز بين الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة والمحاليل غير الإلكتروليتية.
- يجري التجارب ليميِّز بين محلول الموادّ المعلَّقة والغرويات.
- يتنبَّأ بتكوّن الراسب في تفاعلات التبادل المزدوج.
- يجري اختبارات لاستكشاف العوامل التي تؤثِّر على معدّل ذوبانية مذاب ما.
- يحلِّل رسمًا بيانيًّا ليحسب ذوبانية غاز في سائل.

الأهداف الانفعالية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. الاتّجاهات التالية:

- الاتّجاه نحو الدقّة في تفسير ظاهرة ما بناء على مفهوم علمي.
- الاتّجاه نحو إجراء تجارب لإثبات بعض الحقائق العلمية.

2. الميول العلمية المناسبة التالية:

- البحث عن تقنيات حديثة للحفاظ على الثروة المائية.
- تفسير الظواهر الطبيعية.

3. أوجه التقدير التالية:

- الأهمّية الاقتصادية لبعض الموادّ، وتأثيراتها على الصحّة العامّة والبيئة.
- الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية في دولة الكويت.
- جهود العلماء عامّة، وعلماء الكيمياء خاصّة، وإسهاماتهم.

المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة

دروس الفصل

الدرس 1–1: الماء كمذيب قوي

الدرس 1–2: المحاليل المائية

الدرس 1–3: الأنظمة المائية غير المتجانسة

تعرّف الطلّاب تركيب جزيء الماء ونوع الرابطة بين ذرّة الأكسجين وذرّتي الهيدروجين، وتكوّنت لديهم فكرة عن شكل جزيء الماء. في هذا الفصل، سوف يدرس الطلّاب بشكل معمَّق قطبية الرابطة التساهمية في جزيء الماء وقطبية هذا الجزيء، بالإضافة إلى الرابطة الهيدروجينية الموجودة بين جزيئات الماء. سيتعرّف أيضًا التوتّر السطحي وأسباب حدوثه. سيقوم الطلّاب في هذا الفصل بتجارب علمية تعرّفهم على المحاليل الإلكتروليتية القوية والإلكتروليتية الضعيفة وغير الإلكتروليتية، بالإضافة إلى تجربة تسمح لهم بالتمييز بين محاليل الموادّ المعلَّقة والغرويات.

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

وجّه أسئلة حول السالبية الكهربائية، والرابطتين التساهمية والقطبية، والتجاذب بين جزيئات المادّة الواحدة وبين جزيئات المخاليط.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للفصل، ويقرأون الفقرة والجدول الواردين في الصفحة.

ناقش مع الطلّاب أماكن انتشار الماء على الكرة الأرضية، ودور الماء في حياة الكائنات الحية، وتأثير خواصّه على المناخ وتكوين التربة، والتغيرات الناتجة عن وجود الماء أو غيابه.

دروس الفصل
الدرس الأوّل
• الماء كمذيب قوي
الدرس الثاني
• المحاليل المائية
الدرس الثالث
• الأنظمة المائية غير المتجانسة

يتوزّع الماء على الكرة الأرضية على النحو التالي:
97% في المحيطات، أقلّ من 2.999% في الأنهر والآبار والمتجمّدات و0.001% متبخّرة في الجوّ المحيط بالأرض. إنّ الكتلة الإجمالية للماء ثابتة. تحتوي مياه البحار على 96.5% من الماء النقي و3.5% من موادّ أخرى كالأملاح والغازات المنحلّة والموادّ العضوية والجسيمات الصلبة. يتميّز الماء عن الموادّ ذات التركيب المشابه لتركيبه بخواصّ هامّة موضّحة في الجدول التالي:

اسم المركّب	الجزيء	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الماء	H_2O	0	100
كبريتيد الهيدروجين	H_2S	−83	−63
سيلينيد الهيدروجين	H_2Se	−65	−45
تيليريد الهيدروجين	H_2Te	−49	−2

خلفية علمية

الماء: دور ثلاثي لجسم الإنسان

يشكّل الماء 66% من كتلة الجسم البشري. يخسر جسم الإنسان بين 1.5 L و2 L من الماء من خلال عمليات التنفّس والهضم والتبوّل والتعرّق. ويجب تعويض هذه الخسارة، بخاصّة لدى الرياضيين والأشخاص الذين يقومون بجهد بدني يضاعف ثلاث مرّات حاجاتهم للماء.

شرب الماء يلبّي حاجات أخرى في جسم الإنسان، منها:

- تنظيم حرارة الجسم وتعديلها، بحيث تبقى 37 °C في مناخات تتغيّر فيها درجة الحرارة من 40 °C− إلى أكثر من 40 °C+.
- تنظيم جهاز الدوري لأنّ نقص الماء في الجسم يزيد من احتمال حدوث الأزمات القلبية عند الإجهاد. فللماء دور في توازن تبادل المغذّيات والمحاليل الإلكتروليتية في الخلايا وبينها.
- تنقية الجسم من خلال الكلية، حيث يساعد الماء على تخليص الجسم من الفضلات القابلة للذوبان.

الدرس 1-1

الماء كمذيب قوي

الأهداف:

- يصف الرابطة الهيدروجينية في جزيء ماء.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض

صفحات الطالب: من ص 30 إلى ص 32

عدد الحصص: 1

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحصّون الصورة الافتتاحية، ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- ما هي خواصّ الماء التي تجعل هذه المادّة الفريدة ضرورية وأساسية للحياة؟

[الماء من أهم عناصر الحياة، فهو المكوّن الأساسي لتركيب الخلية حيث يكوّن القسم الأكبر من جميع الخلايا الحية في مختلف صورها وأشكالها وأحجامها من النبات والحيوان والإنسان.

الماء ضروري جدًا لصحة الإنسان لأن كافة الوظائف الحيوية تعتمد على الماء في عملها و تواصلها.

للماء مجموعة من الخواصّ التي تميّزه عن الموادّ الأخرى، فتجمّع جزيئات الماء القطبية وتكوين الروابط الهيدروجينية بينها تعطيه القدرة على الإذابة.]

التفاعلات التي تتضمّن كلًّا من الموادّ التساهمية القطبية والموادّ الأيونية تحدث دائمًا في المحلول المائي.

الماء حيوي للحياة، فهو ينصهر ويتجمَّد عند درجة حرارة تساوي 0 °C، ويغلي عند درجة حرارة تساوي 100 °C.

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

أشر إلى أنّ الماء يشارك بفاعلية في الكثير من التفاعلات الكيميائية، وبخاصّة تفاعلات الكيمياء الحيوية التي تتضمّن تفاعلات الأنزيمات.

وجّه إليهم السؤالين التاليين:

- ما هو المقصود بمصطلح القطبية؟

[يشير إلى جزيء ثنائي القطبية. تنشأ قطبيته نتيجة فروق السالبية الكهربائية بين الذرّات المرتبطة بروابط تساهمية.]

- ما هي الموادّ التي تذوب في الماء؟

[مركّبات تساهمية قطبية كالسكّروز والجليسين ومركّبات أيونية ككبريتات النحاس (II) وكبريتات الحديد (II).]

الدرس 1-1

الماء كمذيب قوي
Water as Universal Solvent

الأهداف العامة

- يصف الرابطة الهيدروجينية في جزيء ماء.

شكل (15)
صورة مأخوذة من قمر اصطناعي لكوكب الأرض

عندما رأى روّاد الفضاء في المركبة أبولو–8 كوكبهم (كوكب الأرض) على بعد آلاف من الكيلومترات في ديسمبر 1968، أطلقوا عليه اسم «الكرة أو اللؤلؤة الكبيرة الزرقاء». ويوضّح الشكل (15) كيف يغطّي الماء حوالى ثلاثة أرباع سطح الأرض، ويدخل في تركيب القشرة الأرضية والكائنات الحية أيضًا، وهو موجود في الجوّ على هيئة بخار. وتكثّف هذا البخار، عند انخفاض درجة الحرارة سواء في صورة ضباب أو سحب أو سقوطه على شكل مطر أو صقيع، يحوّله إلى صورة أخرى من الماء. ما هي خواصّ الماء التي تجعل هذه المادّة الفريدة ضرورية وأساسية للحياة على الأرض؟

شكل (16)
الماء حيوي للحياة، فالحيوانات التي تعيش في المناطق العشبية تعتمد على المياه الطبيعية المتكوّنة في هذه المناطق الصغيرة.

1. جزيء الماء Water Molecule

الماء مركّب مميّز وفريد، فهو أساس جميع صور الحياة على الأرض، ولا يمكن أن توجد حياة نباتية أو حيوانية إلّا بوجود الماء (شكل 16). ويغطّي الماء السائل في المحيطات والبحيرات والأنهر والبرك مساحة كبيرة من سطح الأرض. وتُخزّن مستودعات الماء الأرضية الهائلة الماء تحت الأرض. يسود الثلج أو الماء المتجمّد المناطق القطبية الفسيحة من الكرة الأرضية.

30

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

الماء مركَّب لا حياة بدونه، وهو يشكِّل 60% إلى 95% من كتلة الخلايا والأنسجة. يعود هذا الدور الحيوي للخواصّ الفيزيائية والكيميائية التي يتمتّع بها الماء. وإحدى نتائج هذه القطبية هي التجاذب الذي يحدث بين جزيء الماء وجزيئات الماء التي تحيط به: ذرّة الهيدروجين (القطب الموجب) للجزيء يجذب ذرّة الأكسجين (القطب السالب) لجزيء آخر، فتتكوّن رابطة هيدروجينية بين جزيئات الماء. تمنح هذه الرابطة خواصّ غير اعتيادية للماء:

- الحرارة النوعية المرتفعة للماء $4.2\ J.g^{-1}.°C^{-1}$، والتي تساعد على تلطيف المناخ.
- ويرجع أيضًا إلى قطبية الماء ارتفاع الحرارة اللازمة لتبخيره وتكسير الرابطة الهيدروجينية الموجودة بين جزيئاته. يؤدّي الماء دورًا بيوليجيًا مهمًّا فهو إحدى الوسائل الفاعلة التي يستخدمها جسم الإنسان لخفض درجة حرارته إذ يمتصّ كمّية كبيرة من طاقة الجسم الحرارية ليتبخّر ما يؤدّي إلى خفض درجة حرارة الجسم.
- تمدّد الماء عند التجمّد، فهو من المركّبات النادرة التي تتضائل كثافتها عندما تتجمّد.

2.2 مناقشة

وضِّح للطلّاب أنّ قطرات الماء تأخذ الشكل الكروي على الكثير من الأسطح. اشرح لهم أنّ الأشياء في الطبيعة تميل لأخذ الطريق الأقلّ مقاومة، أي أقلّ مجهود. فعندما تكون كمّيات صغيرة من الماء حرّة، تأخذ الشكل الكروي لأنّ مساحة الكرة هي أصغر مساحة يمكن أن تستهلك أقلّ طاقة لتكوينها. ويعرف ذلك أيضًا بالتوتّر السطحي، وهو قابلية السائل لأن يقلِّل من مساحته السطحية، مع ملاحظة أنّ أي شكل غير الشكل الكروي يحتاج إلى مجهود أكثر لتكوينه.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

لتقييم فهم الطلّاب للتركيب الجزيئي والتركيب الكيميائي للماء وعلاقتهما بخواصّه الفيزيائية، وجّه إليهم السؤال التالي:

- ما هو سبب ارتفاع قيمة التوتّر السطحي للماء بمقارنته مع السوائل الأخرى؟

[انتشار الروابط الهيدروجينية بكثرة إلى جانب تجمّع الجزيئات القطبية]

إجابة سؤال الشكل (18) من كتاب الطالب ص (31)

[وجود فرق كبير من السالبية الكهربائية يكفي لحدوث الروابط الهيدروجينية.]

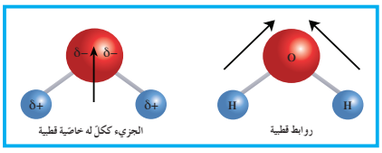
وجِّه الطلّاب للنظر في قيم السالبية الكهربائية للذرّات التالية:

N، O، F، H، وحساب الفروق بينها.

(N = 3.0، O = 3.5، F = 4.0، H = 2.1)

ويظهر الماء أيضًا في شكل جبال جليدية في المحيطات ويغطّي المناطق المعتدلة (بين المنطقة الاستوائية والدائرتين القطبيتين) بطبقة رقيقة من الثلج المتساقط.

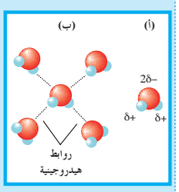
يظهر بخار الماء الناتج عن تبخّر المياه السطحية وعن المراجل (مسخّنات الماء) أو عن البراكين دائمًا في الغلاف الجوّي للأرض. والماء جزيء بسيط يتكوّن من ثلاث ذرّات مرتبطة بروابط تساهمية، بحيث تكون لكلّ رابطة تساهمية O–H خاصية قطبية بدرجة كبيرة، لأنّ الأكسجين أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. بالتالي، يجذب زوج الإلكترونات المكوّن للرابطة التساهمية (O–H) وتكتسب ذرّة الأكسجين شحنة سالبة جزئيًّا، في حين تكتسب ذرّات الهيدروجين الأقلّ سالبية كهربائية شحنة موجبة جزئيًّا. فتساوي الزاوية بين روابط الهيدروجين والأكسجين في جزيء الماء $104.5°$. وبسبب هذا الشكل الزاوي، فإنّ قطبية كلّ من الرابطتين (O–H) لا تلغي بعضها الآخر، وبذلك فإنّ جزيء الماء ككلّ له خاصّية قطبية كما هو موضّح في الشكل (17).



شكل (17)
قطبية الروابط في جزيء الماء متساوية، لكنّها لا تلغي بعضها الآخر بسبب شكلها الزاوي الموضّح في الشكل. وعلى الرغم من ذلك فإنّ جزيء الماء ككلّ له خاصّية قطبية.

ويجذب الهيدروجين الموجَب جزئيًّا في أحد الجزيئات الأكسجين السالب جزئيًّا في جزيء آخر مكوِّنًا رابطة هيدروجينية. وعلى الرغم من ضعف هذه الرابطة، فإنّها تؤدّي إلى تجمّع جزيئات الماء كما هو موضّح في الشكل (18).

ويعود سبب بعض الخواصّ الهامّة للماء، مثل ارتفاع درجة الغليان وحرارة التبخير والتوتّر السطحي والسعة الحرارية النوعية وانخفاض الضغط البخاري عن المركّبات المشابهة لها، إلى تجمّع الجزيئات القطبية وتكوين الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.



شكل (18)
(أ) تجذب جزيئات الماء بعضها البعض بسبب قطبية كلّ منها.
(ب) تشترك جزيئات الماء في تكوين الرابطة الهيدروجينية.
ما الذي يجب توفّره في الهيدروجين والعنصر الآخر المرتبط به لتكوين الرابطة الهيدروجينية؟

إجابات أسئلة الدرس 1–1

1. تنجذب ذرّة الهيدروجين ذات الشحنة الموجبة الجزئية في أحد جزيئات الماء إلى ذرّة الأكسجين ذات الشحنة السالبة الجزئية في جزيء آخر، مكوِّنة رابطة هيدروجينية.
2. يرجع السبب إلى الخواصّ المهمّة للماء، مثل ارتفاع درجة الغليان وحرارة التبخّر والتوتّر السطحي والسعة الحرارية وانخفاض الضغط البخاري، إلى تجمّع الجزيئات القطبيّة وتكوين الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.
3. قدرة الماء على الإذابة تعزى إلى القيمة العالية لثابت العزل الخاصّة به، والتي تفصل الأيونات مختلِفة الشحنة للمذاب بعضها عن بعض. وقد يحدث أحيانًا أن يكون اتّحاد الأيونات بجزيئات الماء قويًّا جدًّا لدرجة أنّ الملح عندما يتبلور من المحلول المائي، تنفصل البلّورات متّحدة بالماء الذي يسمّى ماء التبلور، مثل كبريتات النحاس الزرقاء $CuSO_4.5H_2O$ والجبس $CaSO_4.2H_2O$.

وللماء قدرة على الإذابة تُعزى إلى القيمة العالية لثابت العزل الخاصّة به، والى تجمّع دقائق الماء القطبية التي تفصل الأيونات المختلِفة الشحنة للمذاب بعضها عن بعض وتجذبها بعيدًا الواحدة عن الأخرى. وقد يحدث في بعض الأحيان أن يكون اتّحاد الأيونات بدقائق الماء قويًّا جدًّا لدرجة أنّ الملح، عندما يتبلّر من المحلول المائي، تنفصل البلّورات وتتّحد بالماء، ما يُسمّى ماء التبلّر، مثل كبريتات النحاس (II) الزرقاء $CuSO_4.5H_2O$ والجبس $CaSO_4.2H_2O$.

مراجعة الدرس 1–1

1. صِف تكوين الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.
2. ما هي الأسباب التي تعزى إليها الخواصّ الهامّة للماء؟ عدّد هذه الخواصّ.
3. ما هو سبب تكوّن ماء التبلّر؟

فقرة إثرائية

ارتباط الماء بالصحة

الماء ومزاولة الرياضة

يحتوي جسم الإنسان العادي على 66% من كتلته ماء. والإنسان يفقد الماء من خلال العرق أو بخار الماء أثناء التنفّس أو من خلال الفضلات التي يُخرجها من جسمه، والتي تتمثّل بالدرجة الأولى في البول. وتتراوح قيمة فقدان الإنسان للماء أثناء فترات الراحة وعدم مزاولة الرياضة بين 52 mL/h و100 mL/h. وبالطبع، يجب تعويض هذه الكمّية حتّى لا يتعرّض الجسم للجفاف. وينصح الأطبّاء بتناول ثمانية أكواب من الماء على الأقلّ يوميًّا.

وعند مزاولة الإنسان الرياضة العنيفة لفترات طويلة، قد تزيد كمّية فقدان الماء من خلال العرق لتصل إلى 2000 mL/h، ما يزيد من مخاطر تعرُّض جسم الإنسان للجفاف.

كان موضوع تناول الرياضيين للماء أثناء المسابقات الرياضية مثيرًا للجدل في الماضي. أمّا اليوم، فاتّفق الأطبّاء والاختصاصيون الفسيولوجيون على ضرورة تناول الرياضيين الماء أثناء المسابقات الرياضية، ليحافظوا على صحّتهم ويبذلوا أقصى جهد ممكن.

الدرس 1-2

المحاليل المائية

الأهداف:

- يشرح الجملة التالية: "الأشياء المتشابهة تذوب مع بعضها" ، أي أنّ الموادّ المذابة تذوب مع المذيبات التي تجمعها خواصّ مشتركة .
- يميّز بين الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة والمحاليل غير الإلكتروليتية ، ويعطي أمثلة .

الأدوات المستعملة: جهاز عرض ، الداتاشو ، جهاز رقمي لقياس درجة التأيّن ، جهاز اختبار التوصيل الكهربائي

صفحات الطالب: من ص 33 إلى ص 38

صفحات الأنشطة: من ص 15 إلى ص 17

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للفصل ، ويقرأون الفقرة المرافقة لها . ثم وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- ما الفرق بين الماء المقطّر والمحاليل الأخرى التي تظهر في الصورة؟ **[الماء المقطّر مركّب نقي لا يمكن أن يتواجد في الطبيعة . المحاليل الأخرى هي محاليل سائلة تحتوي على مادّة أو أكثر مذابة في الماء .]**
- هل ينتج المحلول المائي من تفاعل كيميائي؟ **[كلا ، المحلول المائي هو خليط متجانس ينتج عندما يُضاف الماء الى مركّب ما فيذيبه .]**
- هل تتشابه جميع المحاليل المائية؟ **[تتشابه المحاليل المائية حيث أنّها تحتوي على المادّة المذيبة نفسها وهي الماء . أمّا من حيث الموادّ المذابة فيمكن أن تكون مركّبات تساهمية أو أيونية .]**

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلّاب حول المركّبات الأيونية والمركّبات الجزيئية ، وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- ما الفرق بين المركّب الأيوني والمركّب التساهمي (الجزيئي)؟ **[الجزيء وحدة واحدة متعادلة كهربائيًّا ، تترابط فيه مجموعة الذرّات من خلال روابط تساهمية . والمركّبات التي تتكوّن من جزيئات تُسمّى مركّبات جزيئية . المركّبات الأيونية تتكوّن من أنيونات وكاتيونات .]**
- ما هو الكاتيون؟ وما هو الأنيون؟ **[الكاتيون هو أيّ ذرّة أو مجموعة من الذرّات تحمل شحنة موجبة . الأنيون هو أيّ ذرّة أو مجموعة من الذرّات تحمل شحنة سالبة .]**
- لماذا تذوب المركّبات الأيونية بصفة عامّة في الماء؟ **[تتجاذب الكاتيونات والأنيونات للأطراف المشحونة لجزيئات الماء القطبية .]**

إجابة السؤال المذكور في السطر الأخير من ص 33

[المذيب هو H_2O والمذاب هو المادّة المُستخلَص منها عصير الليمون بالإضافة إلى السكّر .]

الدرس 1-2 — المحاليل المائية
Aqueous Solutions

الأهداف العامة

- يشرح الجملة التالية: "الأشياء المتشابهة تذوب مع بعضها" ، أي أنّ الموادّ المذابة تذوب مع المذيبات التي تجمعها خواصّ مشتركة .
- يميّز بين الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة والمحاليل غير الإلكتروليتية ، ويعدّد أمثلة مختلفة .

شكل (19)
ما عدا الماء المقطّر الذي نشربه أو نحضّره في المختبر كل ما نشربه من مشروبات غازية وعصائر هو محاليل مائية

بالرغم من أننا نركّز في هذا الدرس على المحاليل السائلة ، يجدر ذكر أنّ المحاليل يمكن أن تكون أيضًا صلبة أو غازية . تُستخدم تلك الصلبة،التي تتكوّن من أشباه الفلزّات واللافلزّات ممزوجة بكمية ضئيلة من مذاب الفوسفور ، كموادّ أوّلية للصناعة الإلكترونية . وتوفّر تلك الغازية بيئات خاصة للغطّاسين وتسهيلات لتخزين الموادّ الغذائية .
ينفّذ الكيميائيون تفاعلات عدّة في المحاليل السائلة (شكل 19) ، ويرجع ذلك الى أنّ الجزيئات والأيونات تكون أكثر قدرة على الحركة في الحالة السائلة منها في الحالة الصلبة ما يمكّنها من التفاعل مع بعضها بعضًا بسرعة أكبر .

1. المذيب والمذاب Solvent and Solute

لا يوجد الماء كيميائيًّا في صورة نقية وصافية ، ذلك لأنّه يذيب الكثير من الموادّ التي تتواجد معه . على سبيل المثال ، يحتوي ماء الصنبور على كمّيات مختلفة من المعادن والغازات الذائبة كتلك الموجودة في ماء الينابيع والأنهر والبحيرات والمحيطات . عيّنات الماء التي تحتوي على موادّ ذائبة تُسمّى المحاليل المائية ، **ويُسمّى الوسط المذيب في المحلول (المذيب Solvent) ، فيما تُسمّى الدقائق المذابة (المذاب Solute)** . فعندما يذوب كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) في الماء ، يُعتبَر الماء مذيبًا وكلوريد الصوديوم مذابًا . إذا حضّرت عصير ليمون ، فما هو المذيب وما هو المذاب؟

2. علِّم وطبّق

1.2 مناقشة

ذكِّر الطلّاب بأنّ المحاليل هي مخاليط متجانسة تحتوي على مذيب ومذاب واحد أو أكثر. ويُعرَّف المذيب بصفة عامّة بأنّه أحد مكوّنات نظام، ويتواجد فيه بأكثر كمّية. وضِّح أنّ المذاب الذي يذوب في المذيب يمكن أن يكون صلبًا أو سائلًا أو غازيًّا (يُستخدَم زيت التربنتينة لتخفيف أو إذابة الدهانات التي يدخل في تكوينها الزيت كمادّة أساسية. تُستخدَم المذيبات العضوية في التنظيف الجافّ بدلًا من الماء). وجِّه إليهم السؤال التالي:

- ما هي الموادّ المذابة في الدم؟

[أيونات مثل الصوديوم والبوتاسيوم والكالسيوم والكلوريد والفوسفات، والغازات المذابة مثل الأكسجين وثاني أكسيد الكربون، وأيضًا الجلوكوز.]

2.2 استخدام وسيلة مرئية

اكّد للطلّاب أنّه عندما تذوب مادّة صلبة في الماء، تتفكّك إلى قطع صغيرة. وعند إذابة المادّة الصلبة، يجب أن تتغلّب جزيئات المذيب على قوى التجاذب التي تجعل المادّة الصلبة متماسكة.

إجابة سؤال الشكل (21) ص 35

[طرف الهيدروجين في جزيء الماء يحمل شحنة جزئية موجبة، ويوجِّه نفسه ناحية الأنيون المشحون بشحنة جزئية سالبة. في حين يحمل طرف الأكسجين في جزيء الماء شحنة جزئية سالبة، ويوجِّه نفسه ناحية الكاتيون، وتسمّى هذه العملية بعملية الإماهة.]

اعطِ الطلّاب فرصة لدراسة الشكل (22) ص 35، ثمّ اسأل:

- لماذا لا يختلط الزيت بالماء؟

[الزيت خليط من مركّبات غير قطبية. ولكي يختلط الماء بالزيت، لا بدّ أن تنكسر الروابط الهيدروجينية للماء فتحلّ محلها روابط ذات قوى تجاذب أضعف منها بكثير. لذلك، عندما يبقى الزيت والماء غير مختلطين، ينتج عدد أكبر من قوى التجاذب القوية بين الجزيئات.]

شكل (20)
الحجم الصغير لجسيمات المذاب يسمح للجسيمات بالمرور والنفاذ من خلال ورقة الترشيح كما يوضّح لون المحلول ولون الرشيح أثناء عملية الترشيح.

المحاليل هي مخاليط متجانسة وثابتة. على سبيل المثال، لا ينفصل كلوريد الصوديوم في محلول كلوريد الصوديوم ولا يُرسَّب في القاع إذا تُرك المحلول بعد تحضيره لفترة بسبب ثبات الشروط الأخرى مثل درجة الحرارة. يمكن أن تكون جسيمات المذاب أيونية أو دقيقة حيث يكون متوسّط أقطارها أقلّ من واحد نانومتر ($1\ nm = 10^{-9}\ m$). لذلك، إذا قمت بترشيح محلول خلال ورقة ترشيح، فلن تحجز أيًّا من المذيب أو المذاب، وسوف ينفذ المحلول من خلال ورقة الترشيح، كما هو موضَّح في الشكل (20). ويمكن أن يتواجد كلّ من المذيب أو المذاب في صورة غاز أو سائل أو صلب. يوضّح الجدول (1) أدناه بعض الأنواع الشائعة من المحاليل.

أمثلة على المحاليل	حالة المحلول	حالة المذاب	حالة المذيب
هواء، غاز طبيعي	غاز	غاز	غاز
خلّ + ماء، مضادّ للتجمّد + ماء	سائل	سائل	سائل
سبائك (صلب، ذهب، برونز)	صلب	صلب	صلب
مياه البحر	سائل	صلب	سائل
مياه غازية	سائل	غاز	سائل
هيدروجين في البلاتين	صلب	غاز	صلب

جدول (1)
الأنواع الشائعة من المحاليل

تتضمّن الموادّ التي تذوب بسهولة في الماء مركّبات أيونية وجزيئات تساهمية قطبية. والجزيئات التساهمية غير القطبية، مثل الميثان وتلك الموجودة في الزيت والشحم أو الدهن والبنزين، لا تذوب في الماء بالرغم من إمكانية ذوبان كلّ من الشحم والزيت في البنزين. لفهم هذا الفرق، يجب أن نعرف معلومات أكثر عن الأشكال (البنائية) التركيبية للمذيب والمذاب، وطرائق التجاذب بينهما.

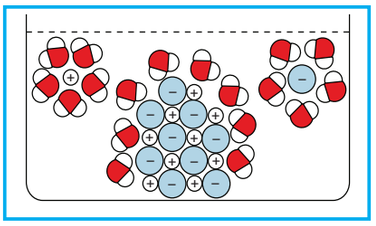
2. عملية الإذابة وتكوين المحلول

Solvation and the Solution Process

(أ) ذوبان المركّبات الأيونية **Dissolution of Ionic Compounds**

جزيئات الماء في حركة مستمرّة وذلك بسبب طاقتها الحركية. عند وضع بلّورة من كلوريد الصوديوم (المذاب) في الماء (المذيب)، تصطدم جزيئات الماء بالبلّورة وتجذب جزيئات المذيب أيونات المذاب (Cl^-، Na^+) إليها. تبدأ عملية إذابة كلوريد الصوديوم بمجرّد انفصال كاتيونات الصوديوم وأنيونات الكلور بعيدًا عن البلّورة.

الإذابة Solvation هي عملية تحدث عندما يذوب المذاب وتتمّ إماهة الكاتيونات والأنيونات بالمذيب، أي تُحيط جزيئات المذيب بكلّ منهما. ويوضّح الشكل (21) نموذجًا لعملية الإذابة لمادّة أيونية صلبة.



شكل (21)
عندما تذوب مادّة صلبة أيونية تتمّ إماهة أيوناتها وتصبح مُحاطة بجزيئات المذيب. لماذا تتحرك جزيئات الماء وتتوجّه بطريقة مختلفة حول أنيونات وكاتيونات المذاب؟

في بعض المركّبات الأيونية، يكون التجاذب بين الأيونات في بلّورات تلك المركّبات أقوى من التجاذب الذي تُحدثه جزيئات الماء لهذه الأيونات. بالتالي، لا تحدث عملية إماهة أيونات هذه المركّبات بدرجة واضحة، أي أنّها لا تذوب في الماء. ومن أمثلة هذه المركّبات كبريتات الباريوم ($BaSO_4$) وكربونات الكالسيوم ($CaCO_3$)، وهي مركّبات أيونية لا تذوب في الماء تقريبًا.

(ب) ذوبان المركّبات التساهمية

Dissolution of Covalent Compounds

السؤال الذي يفرض نفسه الآن هو كيفية ذوبان الزيت في البنزين. إنّهما يتكوّنان من جزيئات غير قطبية، وعندما يتمّ خلطهما يكوّنان محلولًا، ليس بسبب تجاذب كلّ من المذيب والمذاب، ولكن بسبب انعدام قوى التنافر بينهما. وكقاعدة، فإنّ المذيبات القطبية تذيب المركّبات الأيونية والجزيئات القطبية، والمذيبات غير القطبية تذيب المركّبات غير القطبية. يمكن تلخيص هذه العلاقة بالقول إنّ «الأشياء المتشابهة تذوب بعضها مع بعض»، أي أنّ الموادّ المذابة تذوب في المذيبات التي تجمعها خواصّ مشتركة. كيف يشرح علم الكيمياء الجملة التالية: «الماء والزيت لا يختلطان» (شكل 22)؟

شكل (22)
بقع من الزيت على سطح مياه البحر

3.2 استعراض عملي

اعطِ الطلّاب فرصة لتصميم بطّارية من الليمون، وذلك عبر إدخال شريحتين من النحاس والخارصين، وقياس الجهد الكهربائي بواسطة جهاز رقمي لقياس الجهد. يمكن تصميم الخليّة الفولتية الأكثر تعقيدًا باستخدام محاليل النحاس والخارصين من خلال قنطرة ملحية. وعند توصيل الخليّة بمصباح الإضاءة في دائرة خارجية، فإنّ تفاعل الأكسدة – الاختزال الذي يحدث عند الأقطاب (الإلكترود) سيسبّب اندفاع التيّار، مسبّبًا إضاءة المصباح الكهربائي. اسأل الطلّاب كيف يستطيع التيّار أن يمرّ (يندفع) من خلال الليمون؟

[يحتوي الليمون على أيونات طبيعية في المحلول توصّل التيّار بين الفلزّات.]

4.2 استعراض عملي [يجري الطالب نشاط (1) ص 15]

يعتقد بعض الطلّاب أنّ جميع الجزيئات القطبية هي موادّ غير إلكتروليتية. لذلك وضِّح أنّ كلوريد الهيدروجين والأمونيا وحمض الأستيك جميعها جزيئات قطبية تتأيّن في الماء لتعطي أيونات.

قارِن بين الإلكتروليتات الضعيفة والقوية مستخدمًا جهاز رقمي لقياس درجة التأيّن في تعيين نسبة الأيونات في مركّبات مختلفة.

ذكر الطلاب بالنشاط (4) في كرّاسة التطبيقات للصفّ العاشر الجزء الأوّل «محاليل تحتوي على أيونات».

أشر إلى أنّ التوصيل الكهربائي يتناسب طرديًا مع درجة التأيّن، اعرض بشكل موجز الخطوات التي اتبعها الطلاب لتنفيذ النشاط السابق.

ذكّر الطلاب بالمحاليل والسوائل التي استُخدِمت في هذا النشاط: ماء مقطّر، ماء من الصنبور، محلول حمض الأستيك، محلول السكّروز، محلول كلوريد الصوديوم ومحلول بيكربونات الصوديوم.

أشر للطلاب بأنّ قيمة القياس لكلّ من هذه السوائل والمحاليل تسمح بتصنيف الموادّ إلى موادّ موصلة للتيار الكهربائي من مثل: ماء الصنبور، محلول كلوريد الصوديوم، محلول بيكربونات الصوديوم ومحلول حمض الأستيك، وإلى موادّ غير موصلة للتيار الكهربائي من مثل الماء المقطّر ومحلول السكّروز.

ألفت نظر الطلاب إلى أنّ حمض الأستيك هو مركّب تساهمي في حين أنّ كلوريد الصوديوم و بيكربونات الصوديوم هي مركّبات أيونية.

أعد هذا النشاط مع الطلاب مستخدمًا المحاليل التالية بنفس التركيز: محلول الجلوكوز، الألانين، الجليسين، حمض الأسكوربيك، حمض المالونيك وحمض الهيدروكلوريك.

إجابة سؤال الشكل (25) ص 37

[كلّا لأنّ الإيثانول غير إلكتروليتي.]

3. المركّبات الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية
Electrolytes and Non–Electrolytes

المركّبات التي توصل التيار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة تُسمّى مركّبات إلكتروليتية Electrolytes. جميع المركّبات الأيونية مركّبات إلكتروليتية. فعلى سبيل المثال، كلوريد الصوديوم وكبريتات النحاس (II) وهيدروكسيد الصوديوم كلّها مركّبات تذوب في الماء. نشير إلى أنّ الإلكتروليتات توصل الكهرباء إمّا في المحلول أو في الحالة المنصهرة، فكبريتات الباريوم مثال على مركّب أيوني يوصل الكهرباء في الحالة المنصهرة ولا يوصلها في المحلول المائي لعدم ذوبانيته في الماء.

المركّبات التي لا توصل التيّار الكهربائي سواء في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة تُسمّى مركّبات غير إلكتروليتية Non–Electrolytes لأنّها مركّبات لا تتكوّن من أيونات. وبالتالي، تكثر المركّبات التساهمية (الجزيئية) غير الإلكتروليتية، بما فيها معظم مركّبات الكربون كقصب السكر والكحول الطبّي. وبوجد الكثير من المركّبات التساهمية (الجزيئية شديدة القطبية) غير الموصلة، أو بمعنى آخر غير إلكتروليتية في حالتها النقية، ولكنّها تتفاعل مع الماء وتذوب فيه لتُنتج أيونات، فتصبح محاليل موصلة. ويُقال عن مثل هذه المركّبات إنّها تأيّنت (لاحظ في مثل هذه الحالة أنّ إنتاج الأيونات في محلول ما لا يقتصر على المركّبات الأيونية فحسب، ولكن هناك بعض المركّبات التساهمية التي يمكنها إنتاج أيونات عند إذابتها في الماء). نذكر من هذه المركّبات التساهمية غاز الأمونيا $NH_{3(g)}$ وغاز كلوريد الهيدروجين $HCl_{(g)}$ (شكل 23) اللذين لا يوصلان الكهرباء في حالتهما النقية. لكن عند إذابة غاز الأمونيا في الماء مثلًا يتكوّن أيون الأمونيوم (NH_4^+) وأيون الهيدروكسيد (OH^-)، ويصبح المحلول المائي للأمونيا قادرًا على توصيل الكهرباء، أي يصبح إلكتروليتيًا.

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وبالمثل، عندما يُذاب غاز كلوريد الهيدروجين في الماء يتكوّن أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيون الكلوريد (Cl^-)، ويصبح المحلول المائي لكلوريد الهيدروجين أو حمض الهيدروكلوريك موصلًا للكهرباء، أي يصبح إلكتروليتيًا.

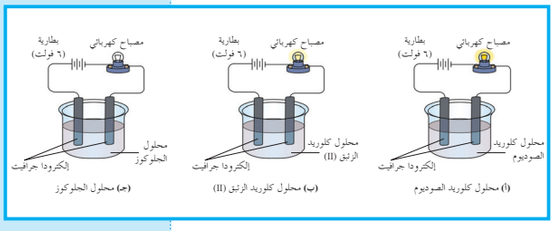
$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

شكل (23)
محلولا كلوريد الهيدروجين أو حمض الهيدروكلوريك والأمونيا هما المثال الأفضل على المركّبات التساهمية التي يُمكن أن توصل التيّار الكهربائي.

1.3 الإلكتروليتات ودرجة التأيّن
Electrolytes and Degree of Ionisation

تختلف الإلكتروليتات في قوّة توصيلها للتيّار الكهربائي باختلاف درجة تفكّكها (تأيّنها)، ويمكن توضيح ذلك باستخدام جهاز اختبار درجة التأيّن كالموضّح في الشكل (24). فعندما يحدث التوصيل الكهربائي عبر إلكترودين، يمكن للتيّار الكهربائي أن يسري وعندئذٍ يضيء المصباح الكهربائي. فإذا غمرنا هذين الإلكترودين في محلول كلوريد الصوديوم، سيضيء المصباح بشدّة. أمّا إذا غُمر هذين الإلكترودين في محلول كلوريد الزئبق (II)، يكون ضوء المصباح خافت وضعيف، لذلك يُقال إنّ كلوريد الزئبق (II) إلكتروليت ضعيف، كما هو موضّح في الشكل (25).

شكل (24)
جهاز لقياس درجة التأيّن في المحلول.



شكل (25)
اختبار وجود إلكتروليت في محلول.
يوضّح الشكل (أ) أنّ كلوريد الصوديوم إلكتروليت قوي يتأيّن في الماء، وتتحرك أيوناته في المحلول، ويوصل التيار الكهربائي بشدّة.
يوضّح الشكل (ب) أنّ كلوريد الزئبق (II) إلكتروليت ضعيف لأنّه يتأيّن جزئيًا في الماء (يحتوي المحلول على أيونات قليلة)، ويوصل القليل من الكهرباء (يبقله بشكل ضعيف).
يوضّح الشكل (جـ) أنّ الجلوكوز غير إلكتروليتي لأنّه لا يتأيّن في الماء. هل يوصل الكحول الإثيلي (C_2H_5OH) التيار الكهربائي علمًا أنّه مركّب جزيئي؟

عندما يذوب إلكتروليت ضعيف في الماء، يتواجد جزء ضئيل منه على شكل أيونات. فعلى سبيل المثال، يتواجد جزء كبير من مخلوط كلوريد الزئبق (II) في الماء على شكل بلّورات $HgCl_2$ غير متأيّنة. وعندما يذوب إلكتروليت قوي في الماء، فإنّه يتفكّك تفكّكًا كاملًا ويتواجد على شكل أيونات منفصلة. على سبيل المثال، إنّ كلوريد الصوديوم إلكتروليت قوي وتتواجد كمّية كبيرة منه مذابة على شكل أيونات Cl^- و Na^+ منفصلة تتحرّك في المحلول وتوصل التيّار الكهربائي. في محلول الجلوكوز، وهو مركّب غير إلكتروليتي، نجد أنّ المصباح لا يضيء، كما يوضّح الشكل (25). ما هو تركيب الجلوكوز؟ وبماذا تفسّر هذا التركيب في عدم توصيل محلوله للتيّار الكهربائي، أو بمعنى آخر أنّ الجلوكوز غير إلكتروليتي؟ يوضّح الجدول (2) بعض المركّبات الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية.

3. قيّم وتوسَّع

3 . 1 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

لتقييم معرفة الطلّاب لفهم خواصّ المحاليل المائية، اطرح عليهم السؤالين التاليين:

- ما هو المحلول المائي؟

[المحلول المائي هو المحلول الذي ينتج عند إذابة مادّة أو أكثر في الماء لتكوين محلول متجانس.]

- ما هي أنواع الموادّ التي تذوب في الماء لتكوين المحاليل المائية؟

[المركّبات الأيونية والجزيئات التساهمية القطبية.]

اذِب كمّية صغيرة من كلوريد النيكل (II) في 500 mL من الماء المقطَّر، ثمّ وجِّه لهم السؤالين التاليين:

- في المحلول السابق ما هو المذاب؟ وما هو المذيب؟

[المذيب هو الماء والمذاب هو كلوريد النيكل (II).]

- هل يُعتبر كلوريد النيكل (II) إلكتروليتًا قويًّا أم ضعيفًا؟ علِّل.

[كلوريد النيكل (II) مركّب أيوني يذوب بالكامل في الماء، لذلك هو إلكتروليت قوي.]

3 . 2 إعادة التعليم

قم بعرض نماذج من جزيئات الماء والكاتيونات والأنيونات، مستخدمًا جهازًا لعرض الصورة على شاشة كبيرة أو الداتاشو، لتوضِّح كيفية توجيه جزيئات الماء لأقطابها لتقوم بعملية إماهة الأيونات، مشيرًا إلى عملية جذب أطراف جزيء الماء (القطب السالب والقطب الموجب) للكاتيونات والأنيونات. ركِّز على أنّ تقسيم الموادّ التي تذوب في الماء كإلكتروليتات قوية أو إلكتروليتات ضعيفة يحدَّد بالعدد النسبي للأيونات في المحلول، والموادّ غير الإلكتروليتية لا تعطي أيّ أيونات عند إذابتها.

إجابات أسئلة الدرس 1–2

1. المذيبات القطبية تذيب المركّبات القطبية والمذيبات غير القطبية تذيب المركّبات غير القطبية. تذوب الأشياء المتشابهة بعضها مع بعض.
2. الإلكتروليتات (مثل NaCl) تتفكّك في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة، والموادّ غير الإلكتروليتية (مثل السكروز) لا تتفكّك. جزء ضئيل من الإلكتروليتات الضعيفة (مثل $HgCl_2$) يتواجد على هيئة أيونات عند إذابتها في الماء، في حين أنّ الإلكتروليتات القوية تتفكّك بالكامل إلى أيونات منفصلة عند إذابتها في الماء.
3. المذاب هو حمض الأستيك والمذيب هو الماء.

إلكتروليت قوي	إلكتروليت ضعيف	غير إلكتروليتي
أملاح تذوب في الماء KCl $MgSO_4$ $KClO_3$ $CaCl_2$	هاليدات الفلزّات الثقيلة $HgCl_2$ $PbCl_2$	معظم المركّبات العضوية الجلوكوز الجليسرين
القواعد (غير عضوية) NaOH KOH	القواعد (غير عضوية) NH_3	
الأحماض (غير عضوية) HCl HBr HI HNO_3 H_2SO_4 $HClO_4$	الأحماض (عضوية) حمض الأسيتيك CH_3COOH	
	القواعد (عضوية) أنيلين $C_6H_5NH_2$ (ضعيف جدًّا)	

جدول (2)
أمثلة على بعض الإلكتروليتات القوية والإلكتروليتات الضعيفة وغير الإلكتروليتية

مراجعة الدرس 1–2

1. اشرح معنى "الأشياء المتشابهة تذوب بعضها مع بعض". إلامَ تشير؟
2. ما الفرق بين الإلكتروليت وغير الإلكتروليت؟ ما الفرق بين الإلكتروليت القوي والإلكتروليت الضعيف؟ أعطِ أمثلة.
3. عرِّف المذيب والمذاب في الخلّ (محلول مائي مخفَّف من حمض الأسيتيك).

الدرس 1-3

الأنظمة المائية غير المتجانسة

الأهداف:
- يقارن بين محاليل الموادّ المعلَّقة والموادّ الغروية.
- يصف ظاهرة تندال.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض، داتاشو

صفحات الطالب: من ص 39 إلى ص 43

صفحات الأنشطة: من ص 18 إلى ص 19

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحصّون الصورة الافتتاحية، ثمّ اطلب إليهم أن يتخيّلوا كيف يؤثّر حجم المذاب في تكوين المحلول **[كلّما كبر حجم جسيمات المذاب، كلّما قلّت الذوبانية. وإذا كانت هناك جسيمات غير مذابة، لا يكون المحلول متجانسًا.]**. ويُعتبَر حجم الجسيمات أحد الطرق لتصنيف المخاليط غير المتجانسة. اِطرح على الطلّاب السؤالين التاليين:

- ما هي الموادّ المعلّقة وما صفاتها؟

[الموادّ المعلّقة هي مخاليط غير متجانسة تترسّب جسيمات المادّة التي تكوّنها إذا تركت لفترة زمنية قصيرة في قاع الإناء، وذلك بحسب حجم هذه الجسيمات التي يمكن فصلها بعملية الترشيح.]

- ما هي الغرويات وما صفاتها؟

[الغرويات مخاليط تتراوح قيمة قطر كلّ جسيم فيها بين قطر جسيم المحلول المتجانس وقطر جسيم الموادّ المعلّقة. كما أنّ جسيمات الغرويات لا يمكن حجزها بواسطة ورق الترشيح، وإذا تركت زمنًا بدون تحريك، فهي لا تترسّب في قاع المحلول مثل الموادّ المعلّقة.]

1.2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

الغرويات والموادّ المعلّقة هي موادّ غذائية ومنتجات شائعة ومعروفة، ويمكن إحضار بعضها وعرضها في الفصل كأمثلة.

اطلب إلى الطلّاب المقارنة بين عصير البرتقال الطبيعي وزجاجة برتقال غازية، وأن يميّزوا بين المحلول المتجانس والمحلول غير المتجانس.

الحليب هو غروي مكوَّن من البروتين والدهن. ولدى صناعة اللبن، تنتج البكتيريا كمّية كافية من حمض اللاكتيك تتسبَّب بتجمّع جسيمات البروتين والدهن المنتشر، فتشكّل جسيمات أكبر تنفصل عن باقي الخليط. وهذه العملية مشابهة لتجلّط الدم.

الدرس 1-3
الأنظمة المائية غير المتجانسة
Heterogeneous Aqueous System

الأهداف العامة
- يقارن بين بعض محاليل الموادّ المعلّقة والموادّ الغروية.
- يصف ظاهرة تندال.

شكل (26)
طبق من حلوى الجيلاتين

أنظر محتويات الطبق الموضّح في الشكل (26). إنّها تتذبذب وتهتزّ أثناء تحريكها حركة بسيطة، وتذوب عندما تضعها في فمك. تُسمّى هذه المحتويات الجيلاتين، وهو من أشهر الحلويات في العالم. ومن الطريف أيضًا أنّ الجيلاتين يُعتبَر من الوجبات المفضّلة لروّاد الفضاء في خلال رحلاتهم في الفضاء. والجيلاتين نوع من أنواع المخاليط ويُسمّى المحلول الغروي. ما هو المحلول الغروي وما هي صفاته؟

1. الموادّ المعلَّقة Suspensions

الموادّ المعلّقة هي أمثلة على المخاليط غير المتجانسة. **والموادّ المعلّقة Suspensions هي مخاليط إذا تُركت لفترة زمنية قصيرة تترسّب جسيمات المادّة المكوّنة منها في قاع الإناء** (لا يحدث هذا في حالة المحاليل الحقيقية، أي مخاليط متجانسة، فجسيماتها لا تترسّب مهما طال الزمن). فإذا وُضعَت مادّة صلبة مثل الدقيق أو الطباشير في الماء وزُجّ المحلول، أمكن بسهولة رؤية جسيمات المادّة المعلّقة في المحلول بالعين المجرّدة أو بالمجهر.

39

2. علِّم وطبّق

2.1 استخدام الوسيلة المرئية

اعرض الجدول (3) ص 41 على شاشة عرض كبيرة، موضِّحًا أنّه يمكن تمييز الغرويات من خلال الحالة الفيزيائية (غاز – سائل – صلب) لكلّ من الصنف المنتشر ووسط الانتشار. ساعد الطلّاب على فهم المصطلحين السابقين، ومقارنة ذلك بالمحلول المتجانس الذي يحتوي على المذاب والمذيب على الترتيب.

2.2 مناقشة

أشر إلى أن الفرق الرئيسي بين المحاليل والموادّ المعلَّقة والغرويات هو حجم الجسيم المكوّن لكلّ منها. قطر جسيم المحلول أقلّ من نانومتر واحد، وقطر جسيم الغروي يتراوح بين 1 nm و 1000 nm، وقطر جسيم المعلَّق أكبر من 1000 nm. الجسيمات الأصغر (الغرويات) أقلّ عرضة للجاذبية وأكثر تأثّرًا بالحركة البراونية، وهي حركة دائمة غير منتظمة تُعزى إلى اصطدام جزيئات السائل المتحرِّكة بالجسيم الغروي، فتعمل على حركته، وهذه الاصطدامات تمنع جسيمات الغروي من الترسّب في قاع الإناء.

3.2 مناقشة [يجري الطالب نشاط (2) ص 18]

ناقش مع الطلّاب أنّ مبدأ ظاهرة تندال يرتكز على إضاءة مسار الضوء في محيط (محلول) ما بفضل جسيمات صلبة معلَّقة أو متواجدة في هذا المحيط. تبعثر هذه الجسيمات شعاع الضوء لتجعله مرئيًّا. تعتمد هذه الظاهرة على حجم الجسيمات المتواجدة في المحيط، فيجب أن يتراوح ضمن مجموعة من الطول الموجي للضوء المتناثر أو المنتشر. سُمِّيت هذه الظاهرة على اسم العالم الإنكليزي جون تندال.

3. قيّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

اطلب إلى الطلّاب استخدام الجدول (4) ص 43 للإجابة على الأسئلة التالية:

- فيمَ تتشابه الغرويات والمحاليل؟

[جسيمات المذاب أو الصنف المنتشر في كلّ منهما صغيرة بحيث تمرّ خلال ورقة الترشيح، بالإضافة إلى أنّها أقلّ عرضة للجاذبية. فكلّ منهما ثابت، لا ينفصل أو يترسّب إلى القاع.]

- فيم تتشابه الغرويات والموادّ المعلّقة؟

[يحدث كلّ منها ظاهرة تندال.]

شكل (27)
المعلّق هو خليط غير متجانس. ويمكن إزالة الجسيمات المعلّقة بواسطة عملية الترشيح.

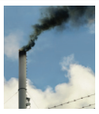
وإذا تُرِكَت هذه المادّة لفترة زمنية قصيرة بدون رجّ، فإنّها تترسّب في قاع الإناء، ويُسمّى محلول الدقيق أو الطباشير بالمعلّق. يختلف المعلّق عن المحلول الحقيقي لأنّ الجسيمات المكوّنة له أكبر بكثير من الجسيمات المكوّنة للمحلول الحقيقي، فقطر كلّ جسيم من جسيمات المعلّق أكبر من 1000 nm. أمّا في حالة المحلول الحقيقي، فقطر الجسيم يساوي عادة حوالي 1 nm. ويُعتبَر المعلّق خليطًا غير متجانس لأنّه يمكن التعرّف على مادّتين على الأقلّ من هذا الخليط بوضوح، كما هو الحال في مثال البنّ والماء. ويوضّح الشكل (27) عملية ترشيح خليط مكوّن من جسيمات البنّ والماء. فتُحجَز جسيمات البن المعلّقة بواسطة ورقة الترشيح، في حين يمرّ الماء الصافي من خلال ورقة الترشيح ويتجمّع في الدورق المخروطي.

2. الغرويات Colloids

الغرويات Colloids مخاليط تحتوي على جسيمات، ويتراوح قطر كلّ جسيم منها بين قطر جسيم المحلول الحقيقي وقطر جسيم المعلّق، أي بين 1 nm و 1000 nm. والمادّة التي تكوّن الجسيمات الغروية تُسمّى الصنف المنتشِر، في حين يُسمّى الوسط الذي توجد فيه الجسيمات الغروية وسط الانتشار، الذي يمكن أن يكون صلبًا أو سائلًا أو غازًا. وكان الغراء من أوّل الغرويات التي تمّ التعرّف إليها. يوضّح الجدول (3) بعض الأنظمة الغروية الشائعة ويعطي أمثلة على الغرويات المألوفة.

تختلف خواصّ الغرويات عن المحاليل الحقيقية والمعلّقات. فعند تركيزها، يأخذ الكثير منها شكل الحليب أو السحب، ولكنّها تبدو صافية عند تخفيفها تخفيفًا شديدًا. لا يمكن حجز جسيماتها بواسطة ورق الترشيح، وإذا تُرِكَت مدّة محدّدة بدون رجّ، لا تترسّب في قاع المحلول مثل المعلّقات.

تعمل جسيمات الغرويات على تشتيت الضوء المرئي في جميع الاتّجاهات وتُسمّى هذه الظاهرة ظاهرة تندال (شكل 28). ويمكنك أن ترى شعاعًا من الضوء مارًّا خلال محلول غروي مثلما ترى شعاع الشمس في غرفة فيها غبار. فجسيمات المحلول الغروي تشتّت الضوء بالطريقة نفسها التي تشتّت بها جسيمات الغبار ضوء الشمس. وتتبع المعلّقات أيضًا ظاهرة تندال، في حين أنّ المحاليل الحقيقية لا تتبعها وذلك لصغر الجسيمات المكوّنة لها. وتُستخدَم ظاهرة تندال للتمييز بين المحلول الحقيقي وكلّ من المحلول الغروي و المعلّق.

النظام		النوع	مثال	
الصنف المنتشر	وسط الانتشار			
غاز	سائل	رغوة	بعض أنواع الكريمة	
غاز	صلب	هلام	بعض الحلوى المصنوعة من السكّر والهلام وزلال البيض	
سائل	سائل	مستحلب	الحليب والمايونيز	
سائل	غاز	أيروسول	ضباب الأيروسولات المختلفة	
صلب	غاز	دخان	الدخان في الهواء	
صلب	سائل	محلول غروي هلامي القوام (جلّ gel)	الدهانات الجيلاتينية والدم والنشاء في الماء	

جدول (3)
بعض الأنظمة الغروية

• ما سبب استخدام سائقي السيّارات الضوء المنخفض ليلًا في وجود الضباب؟

[الضباب من الغرويات ، وهو يتبع ظاهرة تندال ويشتّت الضوء الساقط عليه . لذلك ، يؤدّي استخدام الضوء العالي (الساطع) إلى زيادة درجة تشتيت الضوء في جميع الاتّجاهات ، بما فيها الاتّجاه العكسي المستقيم باتّجاه نظر السائق ، ما يؤدّي إلى احتمال وقوع الحوادث .]

2.3 إعادة التعليم

اطلب إلى الطلّاب كتابة جدول يحتوي على أوجه الشبه والاختلاف كلّها بين المحاليل المتجانسة ، المحاليل المعلّقة والمحاليل الغروية ، وإعطاء أمثلة من الحياة اليومية .

إجابات أسئلة الدرس 1–3

1. حجم الجسيمات (أصغر الجسيمات في المحاليل المتجانسة وأكبر الجسيمات في الموادّ المعلّقة بينما تتوسّط الغرويات الحالتين في الحجم)
2. ظاهرة تندال هي تشتيت الضوء المرئي بواسطة الجسيمات المكوِّنة للغروي أو المعلّق .
3. الحركة البراونية هي حركة غير منتظمة في شكل متعرِّج لجسيمات الغروي .

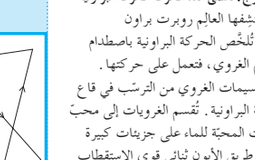
(أ) الضباب من الغرويات ، فهو يتبع ظاهرة تندال ويشتّت الضوء الساقط عليه .

(ب) تشتّت جسيمات الغرويات الضوء في جميع الاتّجاهات (ظاهرة تندال) ، في حين لا تُلاحظ هذه الظاهرة في المحاليل الحقيقية .

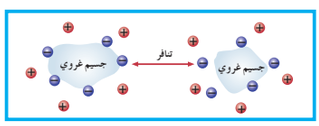
شكل (28)
اختبار الضوء الذي يوضح ظاهرة تندال ، أي تشتيت الضوء في حالة الغرويات وعدم انعكاسه في حالة المحاليل المتجانسة .

3. الحركة البراونية Brownian Motion

بالنظر إلى المحلول الغروي المضاء بواسطة المجهر ، تظهر الجسيمات الغروية في حركة دائمة غير منتظمة وبشكل متعرج . تُسمّى هذه الحركة الحركة البراونية Brownian Motion نسبة إلى مكتشفها العالِم روبرت براون Robert Brown (1772–1858) . تُلخَّص الحركة البراونية باصطدام جزيئات السائل المتحرّكة بالجسيم الغروي ، فتعمل على حركتها . بالتالي ، تمنع هذه الاصطدامات جسيمات الغروي من الترسّب في قاع الإناء . يوضّح الشكل (29) الحركة البراونية . تُقسم الغرويات إلى محبّ للماء وكاره للماء . تحتوي الغرويات المحبّة للماء على جزيئات كبيرة مثل البروتين ، تتداخل مع الماء عن طريق الأيون ثنائي قوى الاستقطاب (الكهربائية متساوية القوّة ، لكن مضادّة في الشحنة وتفصل بينها مسافة قصيرة مثل حمض الأمينوإيثانويك ($H_2N^+CH_2COO^-$) . أمّا الغرويات الكارهة للماء فغير ثابتة وتستطيع جزيئاتها أن تتكتّل وتتجمّع معًا ، مثل قطرات الزيت على سطح الماء . ويمكن جعل المحلول الغروي الكاره للماء أكثر ثباتًا بإضافة محلول إلكتروليتي . تستطيع الأيونات الموجودة في الوسط الذي يحيط بالجسيمات الغروية أن تتجمّع وتحيط بها (تحدث عمليات امتزاز للكاتيونات أو الأنيونات على سطح الغروي الذي يجذب بدوره الأيون المخالف له ، بالتالي يتواجد بالقرب منه ، لذلك يحمل جسيم الغروي نوعًا واحدًا من الشحنات) . قوى التنافر الإلكتروستاتيكية الموجودة بين الجزيئات تعمل على منع تكتّل الجزيئات الغروية . وهذه العملية موضّحة في الشكل (30) .



شكل (29)
الحركة البراونية التي تُحدثها الجسيمات الغروية .



شكل (30)
تنافر الجسيمات الغروية الكارهة للماء بعد إضافة محلول الكتروليتي .

وتحمل الجسيمات الغروية لنظام غروي معيّن شحنة من نوع واحد ، أي أنّ جميع جسيمات الغروي الموجودة في المحلول تكون مشحونة بالشحنة نفسها ، وبالتالي ستتنافر بعضها مع بعض .
إذًا ، لا يمكن أن تتجمّع هذه الأخيرة لتكوّن جزيئات أكبر ، فيبقى حجمها ثابتًا أي أنّها لا تترسّب وتبقى منتشرة خلال المحلول . وعند إضافة أيونات تختلف شحنتها عن شحنة النظام الغروي ، تعمل هذه الأيونات على معادلة شحنات الغروي ، فتتجمّع جسيماته لتكوّن جسيمات أكبر تترسّب في القاع . يوضّح الجدول (4) خواصّ المحلول والغروي والمعلّق .

الخاصّية	النظام		
	المحلول	الغروي	المعلّق
نوع الجسيمات المكوّن منها النظام	أيونات ، ذرّات ، جزيئات صغيرة	جزيئات أو جسيمات أكبر من المحلول وأصغر من المعلق	جسيمات كبيرة أو جسيمات متجمّعة
حجم الجسيم (تقريبًا)	0.1–1 nm	1–1000 nm	1000 nm وأكبر
تأثير الضوء	لا يشتّت	يُحدث ظاهرة تندال	يُحدث ظاهرة تندال
تأثير الجاذبية الأرضية	ثابت لا ينفصل	ثابت لا ينفصل	غير ثابت ويترسّب
الترشيح	لا تُحجز الجسيمات على ورقة الترشيح	لا تُحجز الجسيمات على ورقة الترشيح	تُحجز الجسيمات على ورقة الترشيح
التجانس	متجانس	بين متجانس وغير متجانس	غير متجانس

جدول (4)
خواص المحاليل والغرويات والمعلّقات

مراجعة الدرس 1–3

1. ما هي الأسس التي يمكن بواسطتها التمييز بين المحاليل والغرويات والمعلّقات؟
2. ما هي ظاهرة تندال؟
3. ما هي الحركة البراونية؟

فقرة إثرائية

الكيمياء في خدمة البيئة

إنّه الماء

يتغيّر أحيانًا دوران الماء عن مساره العادي لأسباب لا يستطيع العلماء تفسيرها ، ما يسبّب تغيّرات رئيسة في الأحوال الجوّية في أجزاء كبيرة من الكرة الأرضية . مثال على أحد هذه التغيّرات هو "آل نينو" El Nino .
يبدأ آل نينو في مياه البحار والمحيطات الواقعة شمال خطّ الاستواء ، حيث يسخن سطح الماء بسرعة بفعل أشعّة الشمس الساقطة عموديًا عليه ، ويميل لأن يبقى دافئًا لأنّ حرارة الماء كامنة ومرتفعة . ولأنّ الماء الدافئ أقلّ كثافة من الماء البارد ، يبقى ساكنًا على سطح البحار والمحيطات .
وبالتحرّك باتّجاه الشرق ، فإنّ الماء الدافئ الناتج عن آل نينو يصل إلى ساحل أمريكا الجنوبية . يبقى الماء البارد الغني بالموادّ الغذائية ساكنًا في القاع ولا يرتفع إلى أعلى بتأثير الماء الدافئ لآل نينو . بالتالي ، لا تحصل النباتات والحيوانات الدقيقة على الغذاء الكافي لها ، فيعاني عدد من الأسماك من نقص الطعام لأنّه يتغذى على هذه الحيوانات والنباتات الدقيقة .
ويكون تأثير المحيط على الأحوال الجوّية في العالم أكثر وضوحًا أثناء حدوث آل نينو .

الفصل الثاني

الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة

دروس الفصل

الدرس 2–1: التفاعلات في المحاليل المائية

الدرس 2–2: العوامل المؤثِّرة على الذوبانية في المحاليل

الدرس 2–3: تركيب المحاليل

الدرس 2–4: الحسابات المتعلِّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل

يتكوَّن هذا الفصل من أربعة دروس. في الدرس الأوّل، سيفهم الطالب قواعد الذوبانية ويتعلّم استخدامها، بالإضافة إلى كتابة المعادلات الأيونية النهائية لتفاعل ناتج عن مزج محاليل من خلال حذف الأيونات المشاهدة. في الدرس الثاني، سيتعرّف الطالب المؤثِّرات التي تسرِّع ذوبانية مكوِّن ما (الخلط، الطحن، الحرارة والضغط). في الدرس الثالث، سيتعلّم تحضير المحاليل وتخفيفها، كما سيتعلّم حساب تركيزاتها (المولارية، المولالية، النسبة المؤية الكتلية، الكسر المولي، النسبة المئوية الحجمية). كما ستُطرح مسائل متكافئة متعلِّقة بالمولارية. وفي الدرس الرابع، سيتعلّم الطالب عن تأثير المذاب عند إضافته للمذيب، مثل انخفاض درجة تجمّده وارتفاع درجة غليانه، كما سيتمكّن من استعمال معادلة التجمّد والغليان لحساب الكتلة المولية للمذاب.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للفصل ويقرأون الفقرة المرافقة لها. أشر إلى أنّ الراسب الأصفر الظاهر في الصورة هو يوديد الرصاص (PbI_2) الذي ينتج من التفاعل الكيميائي الذي يحدث بين محلول يوديد البوتاسيوم (KI) ونيترات الرصاص ($Pb(NO_3)_2$).

ألفت نظر الطلّاب إلى أنّ الراسب هو ناتج صلب لا يذوب في الماء. ذكّرهم بأنّ تفاعلات الترسّب حاضرة في حياتنا اليومية. فعلى سبيل المثال، ينتج حصى الكلى من تفاعلات الترسّب التي تحدث بين أيونات الكالسيوم والأكزالات. أشر إلى أنّ الطريقة المثلى لتحاشي تكوّن حصى الكلى هي شرب كمّية وافرة من الماء لأنّه يزيد ذوبانية الترسّبات.

خلفية علمية

الحسابات الكمّية والحجمية

للقيام بالحسابات الكمّية أو الحجمية المتعلِّقة بالتفاعلات الكيميائية (إن كانت من جهة المتفاعلات أو النواتج)، نعتمد كلّيًّا على مبادئ قياس اتّحادية العناصر (قانون بقاء الكتلة أو قانون النسب الثابتة) التي نستطيع من خلالها أن نحوّل من المول إلى الجرام، والعكس. تساعدنا هذه المبادئ أيضًا في كتابة النسب المولية في التفاعل الكيميائي، واستعمالها لتحديد إمّا كمّية التفاعلات التي نحن بحاجة إليها، أو النواتج المتوقَّع تكوّنها. وتساعدنا أيضًا في تحديد المادّة المتفاعِلة المحدِّدة والمادّة المتفاعِلة الزائدة. وفي التفاعلات الكيميائية التي تحدث عند مزج محلولين الواحد مع الآخر لينتجا راسب ما، تُستخدَم هذه المبادئ لحساب المتفاعلات والنواتج إذا كانت على شكل مركَّب تساهمي أو أيوني.

الدرس 2-1

التفاعلات في المحاليل المائية

الأهداف:

- يعدّد الأسباب المؤدّية إلى حدوث تفاعل.
- يعدّد قواعد ذوبانية المركّبات الأيونية.
- يكتب المعادلات الأيونية النهائية ويزنها.
- يستنتج اسم وصيغة المادّة المترسّبة من المعادلة الكيميائية الموزونة.

الأدوات المستعملة: كأس زجاجية، المحاليل التي في النشاط 1.2

صفحات الطالب: من ص 45 إلى ص 50

صفحات الأنشطة: من ص 20 إلى ص 22

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحصّون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 31) ويقرأون الفقرة المرافقة لها، ثمّ وضّح أنّ ما حدث في الصورة هو تفاعل ترسيب. اطرح سؤالًا للمناقشة عن ملاحظتهم لتفاعل ترسيب يحدث في الحياة اليومية مثل الترسيبات في مواسير المياه التي تنتج عن تفاعل كاتيونات الكالسيوم مع الأنيونات الموجودة في الماء. ثم وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- ما هي أسباب تكوين الراسب؟

[اتّحاد بعض الأيونات بعضها مع بعض في المحلول لتكوين مادّة صلبة لا تذوب في الماء.]

- هل يمكن لهذه التفاعلات أن تحدث داخل جسم الإنسان وتؤدّي إلى ترسّبات مؤذية؟

[نعم، حصى الكلى، حصى المرارة]

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلّاب حول تفاعلات الترسيب، وجّه إليهم السؤالين التاليين:

- ما نوع تفاعل الترسيب؟

[التبادل المزدوج]

- ما الدليل على حدوث تفاعل الترسيب؟

[تكوين راسب]

الدرس 2-1
التفاعلات في المحاليل المائية
Reactions in Aqueous Solutions

الأهداف العامة
- يعدّد الأسباب المؤدّية إلى حدوث تفاعل.
- يعدّد قواعد ذوبانية المركّبات الأيونية.
- يكتب المعادلات الأيونية النهائية ويزنها.
- يستنتج اسم وصيغة المادّة المترسّبة من المعادلة الكيميائية الموزونة.

شكل (31)
أحد المعالم الطبيعية المثيرة للدهشة

الكثير من المعالم الطبيعية التي تثير اهتمامنا، كالصواعد والهوابط في الكهوف (الشكل 31)، والأشكال المختلفة التي تظهر على الصخور الكلسية، والترسّبات متنوّعة الألوان التي تتكوّن بالقرب من الينابيع الساخنة، هي في الواقع ناتجة عن تفاعلات كيميائية تحدث في المحاليل المائية. بالإضافة إلى ذلك، معظم التفاعلات الكيميائية في أجسامنا والمسؤولة عن بقائنا على قيد الحياة تحدث أيضًا في محاليل مائية. على الرغم من حدوث أربعة أنواع من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية، إلّا أنّ هذا الدرس سيتطرّق إلى نوع واحد منها وهي التفاعلات التي تؤدّي إلى حصول ترسّب. وستتعرّف الأسباب المؤدّية إلى تكوّن الراسب، مع العلم أنّ تكوّن راسب وتكوّن ماء وانبعاث الحرارة وتكوّن غاز هي من مؤشّرات حدوث التفاعل التي تعلّمتها في الصفوف السابقة.

45

2. علِّم وطبِّق

1.2 نشاط

لمشاهدة تفاعل الترسيب، اجرِ التجربة التالية:

اضِف بواسطة قطارة من 5 إلى 10 نقاط من محلول نيترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ إلى أنبوب إختبار مكروي يحتوي على 1 mL من محلول KI. لاحِظ تكوّن راسب أصفر ناصع من PbI_2. وضِّح أنّ المركّبات الأيونية لا تذوب كلّها في الماء، كما أنّه لا يمكن لأحد التأكيد على تكوّن الراسب إلّا بخلط المحاليل وتسجيل الملاحظات. لكنّ العلماء وضعوا جداول يوضِّحون فيها قواعد الذوبانية، ما يساعد على إمكانية التوقّع بتكوّن الراسب أو عدم تكوّنه. اجرِ أيضًا تجربة لتوضيح أنّه ليس كلّ اتّحاد للمركّبات الأيونية ينتج راسبًا لا يذوب في الماء، مثل تفاعل NaCl مع محلول K_2SO_4.

2.2 أسئلة تطبيقية إضافية وحلها

هل سيتكوّن راسب في حال مزج محلول من كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) مع محلول نيترات الباريوم $(Ba(NO_3)_2)$؟ وفي حال تكوّنه، اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل، والمعادلة الأيونية الكاملة، والمعادلة الأيونية النهائية. وجِّه الطلّاب ليستعينوا بقواعد الذوبانية الموسَّعة في كتاب الطالب ص 46–47.

3.2 مناقشة

اشرح للطلّاب أنّ المعادلة الأيونية النهائية تميِّز بين الأيونات التي تتفاعل وتكوّن راسبًا صلبًا، وبين الأيونات التي لا تشترك في التفاعل وتبقى في المحلول المائي. وتجدر الإشارة إلى أنّ ذلك لا يعني أنّ الأيونات غير المشاركة لا تتأثّر تمامًا بالتفاعل على الرغم من بقائها ذائبة في المحلول، لأنّها في نهاية التفاعل ترتبط بأنيونات أو كاتيونات مختلِفة عن ارتباطها في بداية التفاعل:

$$(Zn^{2+} + 2Cl^-) + 2(Ag^+ + NO_3^-) \rightarrow 2AgCl_{(s)}\downarrow + (Zn^{2+} + 2NO_3^-)$$

كاتيون الخارصين كان مرتبطًا بأنيون الكلوريد في بداية التفاعل وارتبط بأنيون نيترات في نهاية التفاعل.

أنيون النيترات كان مرتبطًا بكاتيون الفضّة في بداية التفاعل وارتبط بكاتيون الخارصين في نهاية التفاعل.

1. المعادلة النهائية لتفاعل الترسيب

Net Equation for Precipitation Reaction

درست سابقًا أنّ الترسّب هو أحد مؤشّرات حدوث تفاعل كيميائي، ونُسمّي هذه العملية الترسيب. أمّا الصلب المتكوّن الذي ينتج عن هذا التفاعل فيُسمّى الراسب. تحدث التفاعلات الكيميائية التي ينتج عنها راسب عند مزج محلولين مائيين، بحيث يكون المحلول مزيجًا متجانسًا من مادّة أو مادّتين. **ومن أجل كتابة معادلة نهائية لتفاعل ترسيب ما Net Equation for a Precipitation Reaction، يجب معرفة صيغ المتفاعلات، النواتج، عملية الإذابة والقواعد العامّة للذوبانية.**

1.1 إذابة مركّب أيوني في الماء

Dissolution of Ionic Compound in Water

محلول كلوريد الصوديوم $NaCl_{(aq)}$ هو حالة تحدث عند إضافة كمّية من كلوريد الصوديوم الصلب إلى وعاء يحتوي على ماء. في هذه الحالة، يذوب المكوّن (المذاب) في الماء (المذيب)، فيتجزّأ المركّب الأيوني إلى أيونات $Na^+_{(aq)}$ و $Cl^-_{(aq)}$ تسبح بحرّية في المحلول.

يمكن تمثيل هذا التحوّل على النحو التالي:

$$NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

تختلف ذوبانية المركّبات الأيونية في الماء، فمنها ما هو ذو ذوبانية عالية، ومنها ما هو قليل الذوبانية ومنها مركّبات لا تذوب أبدًا. ونكتب في المعادلات الكيميائية المركّبات الصلبة التي لا تذوب، حتّى لو كانت في المحلول.

وفي التفاعلات الكيميائية الترسيبية، تكون معرفة بعض الوقائع أو الحقائق عن ذوبانية مركّبات أيونية مختلِفة أساسية لكتابة المعادلة الكيميائية لتوقّع حصول راسب وتحديد هويّته.

2.1 قواعد الذوبانية Laws of Solubility

قد يعتقد البعض أنّ معرفة ألوان بعض الترسّبات تكفي لتوقّع تكوّن راسب من خلال تفاعل كيميائي. في الواقع، هذا لا يكفي في التفاعلات الكيميائية المرتبطة بمزج محاليل مائية. ففي هذه التفاعلات يتمّ الاعتماد على إرشادات **قواعد الذوبانية Laws of Solubility** التي يمكن من خلالها توقّع حصول راسب، وبالتالي معرفة المركّب الذي يُكتَب في المعادلة الكيميائية على شكل صلب.

إنّ درجة ذوبان المركّبات الأيونية مختلفة، فمنها ما يذوب في الماء، وبعضها شحيح (قليل) الذوبان أو لا يذوب.

تجدر الإشارة إلى أنّ عبارتي "شحيح (قليل) الذوبان" و "لا يذوب" لهما المعنى نفسه عند كتابة المعادلات الكيميائية.

كي يكون توقّعنا عن المكوّن، أي الراسب، صحيحًا ودقيقًا، نُقسم درجة ذوبان المركّبات الأيونية إلى قسمين:

أوّلًا: المركّبات الأيونية (الأملاح) التي تذوب في الماء من خلال الاستعانة بالأيونات كمؤشّرات لعملية الذوبان:

- الأملاح التي يكون أحد كاتيوناتها (Na^+, K^+, NH_4^+)، أو أحد أنيوناتها $(ClO_4^-, NO_3^-, CH_3COO^-, ClO_3^-)$.
- الأملاح التي يكون أحد أنيوناتها (I^-, Br^-, Cl^-)، إلّا إذا ارتبطت بأحد الكاتيونات التالية: (Hg^{2+}, Ag^+, Pb^{2+}). عندئذ، يتكوّن ملح لا يذوب ويترسّب على شكل صلب. مثال على ذلك، تكوّن الراسب كلوريد الفضّة الأبيض في الشكل (32).
- الأملاح التي يكون أحد أنيوناتها (F^-)، إلّا إذا ارتبطت بأحد الكاتيونات التالية: $(Ca^{2+}, Sr^{2+}, Mg^{2+}, Pb^{2+}, Ba^{2+})$. عندئذ، يتكوّن ملح لا يذوب ويترسّب على شكل صلب.
- الأملاح التي يكون أحد أنيوناتها (SO_4^{2-})، إلّا إذا ارتبطت بأحد الكاتيونات التالية: $(Ag^+, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Pb^{2+}, Ca^{2+})$.

ثانيًا: المركّبات الأيونية شحيحة (قليلة) الذوبان في الماء:

- يشير القسم الثاني إلى المركّبات الأيونية (الأملاح) التي لا تذوب في الماء، كما هو موضّح في الجدول (5).

شكل (32)
تكوّن راسب أبيض من كلوريد الفضة AgCl عند إضافة محلول نيترات الفضة $AgNO_3$ على محلول حمض الهيدروكلوريك HCl.

اسم الأنيون	صيغة الأنيون	المركّبات التي لا تذوب في الماء
كبريتيد	S^{2-}	جميع أملاح الكبريتيد شحيحة الذوبان في الماء، ما عدا كبريتيد عناصر المجموعتين 1A و 2A وكبريتيد الأمونيوم.
كربونات	CO_3^{2-}	جميع أملاح الكربونات شحيحة الذوبان في الماء، ما عدا كربونات عناصر المجموعة 1A وكربونات الأمونيوم.
كبريتيت	SO_3^{2-}	جميع مركّبات الكبريتيت شحيحة الذوبان في الماء، ما عدا كبريتيت عناصر المجموعة 1A وكبريتيت الأمونيوم.
فوسفات	PO_4^{3-}	جميع مركّبات الفوسفات شحيحة الذوبان في الماء، ما عدا فوسفات عناصر المجموعة 1A وفوسفات الأمونيوم.
هيدروكسيد	OH^-	جميع مركّبات الهيدروكسيد شحيحة الذوبان في الماء، ما عدا هيدروكسيدات المجموعة 1A وهيدروكسيدات الباريوم والاسترانشيوم والكالسيوم، وكلّها أقلّ ذوبانًا من عناصر المجموعة 1A.

جدول (5)
المركّبات الأيونية التي لا تذوب في الماء.

4.2 ورشة عمل

وزِّع الطلّاب في مجموعات واطلب إليهم كتابة المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية النهائية الموزونة للتفاعلات التالية، مع الاستعانة بقواعد الذوبانية لتوقّع تكوّن راسب ما، ثمّ دعهم يستنتجون لون الراسب:

5 mL $BaCl_2$ 0.1 M + 5 mL Na_2SO_4 0.1 M

[ظهور راسب أبيض $BaSO_4$]

5 mL K_2CrO_4 0.1 M + 5 mL $Ba(NO_3)_2$ 0.1 M

[راسب أصفر كثيف $BaCrO_4$]

5.2 مناقشة [يجري الطالب نشاط (3) ص 20]

حثّ الطلّاب على التفكير في بعض أمثلة تفاعلات الترسيب التي تحدث في حياتنا اليومية (مثل حصوات الكلى، ترسيبات الحجر الجيري، الترسيبات التي تحدث في مواسير الحمّامات نتيجة استخدام الصابون، إلخ)، واستعرض أيضًا أهمّية كتابة المعادلة الأيونية النهائية الموزونة كطريق مباشر وبسيط لوصف التغيّر الكيميائي.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

لتقييم فهم الطلّاب للمعادلات الأيونية الكاملة، والمعادلات الأيونية النهائية، وتكوين الرواسب وتوقّعها من خلال قواعد الذوبانية، اكتب بعض معادلات الترسيب في صورة كتابية على السبورة مع كتابة معادلة واحدة على الأقلّ تفيد بعدم حدوث تفاعل. ثمّ اطلب إلى الطلّاب كتابة المعادلات الأيونية الكاملة والنهائية، وتفسير سبب تكوّن راسب.

مثال مزج محلولين لا يحدثان تفاعل:

لا يتكوّن راسب $2KNO_{3(aq)} + MgSO_{4(aq)} \rightarrow$

لا يحدث تفاعل لأنّ النواتج، وهي كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) ونيترات المغنيسيوم ($Mg(NO_3)_2$)، هي مكوّنات تذوب في الماء بحسب قواعد الذوبانية التي تشير إلى أنّ كلّ مركّبات البوتاسيوم والنيترات تذوب في الماء.

2.3 إعادة التعليم

راجع مع الطلّاب كتابة وموازنة المعادلات الكاملة والمعادلات الأيونية النهائية، واستخدام قواعد الذوبانية لتحديد الراسب في تفاعلات التبادل المزدوج. وتجدر الإشارة إلى أنّه من المهمّ معرفة الحالة الفيزيائية للمتفاعلات في التفاعل وللنواتج في تفاعلات الترسيب.

3.1 تحديد الراسب Precipitate Determination

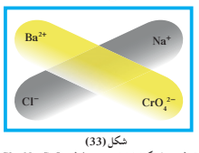
لتحدّد الراسب في تفاعل ترسيب، يجب اتّباع خطوات عدّة مع الاستعانة بقواعد الذوبانية الموضّحة سابقًا. لتحديد الراسب عند مزج محلولي كلوريد الباريوم وكرومات الصوديوم مثلًا، يجب اتّباع الخطوات التالية:

1. كتابة صيغ مركّبات المحلولين: $BaCl_2$ و Na_2CrO_4.
2. كتابة الأيونات والكاتيونات لكلّ من المحلولين:

$$BaCl_{2(aq)} \rightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$$

$$Na_2CrO_{4(aq)} \rightarrow 2Na^{+}_{(aq)} + CrO^{2-}_{4\,(aq)}$$

3. كتابة صيغ المركّبات المحتمَلة بعد مزج المحلولين، مستبعدين ارتباط الأنيونات والكاتيونات بعضها مع بعض (شكل 33).



شكل (33)
المركّبات المحتمل تكوّنها عند مزج محلولي Na_2CrO_4 و $BaCl_2$

وبذلك تكون صيغ النواتج المتوقّعة هي $BaCrO_4$ و $NaCl$.

4. استخدام قواعد الذوبانية السابقة لتوقّع أيّ من الناتجين مركّب لا يذوب، أي أنّه الراسب، وأيّهما مركّب يذوب في الماء، أي يبقى في المحلول.

في هذه الحالة، الراسب هو $BaCrO_{4(s)}$ ذو اللون الأصفر. أمّا بالنسبة إلى Cl^- و Na^+، فيبقيان ذائبين في المحلول.

5. كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعلات الترسيب:

$$BaCl_{2(aq)} + Na_2CrO_{4(aq)} \rightarrow BaCrO_{4(s)} \downarrow + 2NaCl_{(aq)}$$

4.1 المعادلة الأيونية النهائية Net Ionic Equation

كيف نكتب المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل الترسيب؟

لكتابة **المعادلة الأيونية النهائية Net Ionic Equation** لتفاعل الترسيب، يجب اتّباع الخطوات التالية:

1. كتابة صيغ مركّبات المتفاعلات.
2. توقّع صيغ مركّبات النواتج.
3. توقّع المركّب الذي سيترسّب جرّاء التفاعل والذي سيبقى بحالة سائلة في المحلول النهائي.

4. كتابة صيغ المتفاعلات وحالاتها، بالإضافة إلى النواتج داخل معادلة كيميائية موزونة.
5. إعادة كتابة الصيغ المائية على شكل أيونات.
6. حذف الأيونات المتشابهة بين المتفاعلات والنواتج. بعد ذلك، تستطيع كتابة المعادلة الأيونية النهائية التي تشير إلى الجزيئات التي شاركت في التفاعل.

$$BaCl_{2(aq)} + Na_2CrO_{4(aq)} \rightarrow BaCrO_{4(s)} \downarrow + 2NaCl_{(aq)}$$

$$Ba^{2+}_{(aq)} + \cancel{2Cl^{-}_{(aq)}} + \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + CrO^{2-}_{4(aq)} \rightarrow BaCrO_{4(s)} \downarrow + \cancel{2Na^{+}_{(aq)}} + \cancel{2Cl^{-}_{(aq)}}$$

المعادلة الأيونية النهائية:

$$Ba^{2+}_{(aq)} + CrO^{2-}_{4(aq)} \rightarrow BaCrO_{4(s)} \downarrow$$

مثال (1)

اكتب المعادلة الأيونية النهائية الناتجة عن مزج محلول نيترات الرصاص مع محلول يوديد الصوديوم.

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: صمّم خطّة استراتيجية لحلّ السؤال.**

لكتابة المعادلة الأيونية النهائية يجب تحديد الراسب من النواتج باستخدام قواعد الذوبانية.

2. **حل: طبّق الخطّة الاستراتيجية لحلّ السؤال.**

صيغ المتفاعلات: NaI و $Pb(NO_3)_2$.

النواتج المتوقّعة: $NaNO_3$ و PbI_2.

المركّب المتوقّع أن يترسّب بحسب قانون الذوبانية للمركّبات الأيونية هو PbI_2.

المعادلة الموزونة لهذا التفاعل الترسيبي هي:

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2\,NaI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} \downarrow + 2\,NaNO_{3(aq)}$$

المعادلة الأيونية هي:

$$(Pb^{2+}_{(aq)} + 2NO^{-}_{3(aq)}) + 2\,(Na^{+}_{(aq)} + I^{-}_{(aq)}) \rightarrow PbI_{2(s)} \downarrow + 2\,(Na^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3\,(aq)})$$

الأيونات المتشابهة هي: NO_3^- و Na^+.

المعادلة الأيونية النهائية هي:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} \downarrow$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنى؟**

يرتبط كاتيون Pb^{2+} بأنيون I^- ليُنتج الراسب PbI_2 الصلب، أمّا كاتيون Na^+ وأنيون NO_3^- فلا يتغيّران قبل التفاعل أو بعده.

إجابات أسئلة الدرس 2–1

1. (أ) $Pb^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4\ (aq)} \longrightarrow PbSO_{4(s)}$

(ب) $Fe^{3+}_{(aq)} + PO^{3-}_{4\ (aq)} \longrightarrow FePO_{4(s)}$

(جـ) $Co^{2+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)} \longrightarrow CoS_{(s)}$

2. (أ) $Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)}$

(ب) $Cr^{3+}_{(aq)} + PO^{3-}_{4\ (aq)} \longrightarrow CrPO_{4(s)}$

3. (أ) K^{+} ، NO^{-}_{3}

(ب) Na^{+} ، Cl^{-}

4. (أ) $BaSO_{4(s)}$

(ب) $Al(OH)_{3(s)}$

(جـ) $Ag_2S_{(s)}$

(د) $PbCl_{2(s)}$

(هـ) $CaCO_{3(s)}$

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. عيّن الراسب المتكوّن عند خلط المحاليل التالية مع كتابة المعادلة الأيونية النهائية:

$NH_4Cl_{(aq)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow$

الحلّ:

$2(NH^{+}_{4(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}) + (Pb^{2+}_{(aq)} + 2\ NO^{-}_{3(aq)}) \rightarrow PbCl_{2(s)}\downarrow + 2(NH^{+}_{4(aq)} + NO^{-}_{3(aq)})$

$Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow PbCl_{2(s)}\downarrow$

2. اكتب المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية النهائية لتفاعل المحلول نيترات الحديد (III) مع المحلول هيدروكسيد الصوديوم:

الحلّ:

$(Fe^{3+}_{(aq)} + 3NO^{-}_{3(aq)}) + 3\ (Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}) \rightarrow Fe(OH)_{3(s)}\downarrow + 3(Na^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3(aq)})$

$Fe^{3+}_{(aq)} + 3OH^{-}_{(aq)} \rightarrow Fe(OH)_{3(s)}\downarrow$

مراجعة الدرس 2–1

1. اكتب المعادلات الأيونية النهائية الموزونة لكلّ تفاعل من التفاعلات التالية:

(أ) $Pb(NO_3)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow PbSO_{4(s)}\downarrow + HNO_{3(aq)}$

(ب) $Na_3PO_{4(aq)} + FeCl_{3(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + FePO_{4(s)}\downarrow$

(جـ) $(NH_4)_2S_{(aq)} + Co(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow CoS_{(s)}\downarrow + NH_4NO_{3(aq)}$

2. اكتب المعادلات الأيونية النهائية لكلّ من التفاعلات التالية:

(أ) $KCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow$

(ب) $Na_3PO_{4(aq)} + CrCl_{3(aq)} \rightarrow$

3. حدّد الأيونات المتشابهة لكلّ تفاعل في السؤال السابق.

4. عيّن الراسب المتكوّن عند خلط المحاليل التالية:

(أ) $Li_2SO_{4(aq)} + BaCl_{2(aq)} \rightarrow$

(ب) $Al_2(SO_4)_{3(aq)} + NH_4OH_{(aq)} \rightarrow$

(جـ) $AgNO_{3(aq)} + H_2S_{(aq)} \rightarrow$

(د) $CaCl_{2\ (aq)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow$

(هـ) $Ca(NO_3)_{2(aq)} + Na_2CO_{3(aq)} \rightarrow$

الدرس 2-2

العوامل المؤثرة على الذوبانية في المحاليل

الأهداف:
- يعدّد العوامل المؤثِّرة في معدّل ذوبان مذاب ما.
- يحسب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف ضغط مختلِفة.

صفحات الطالب: من ص 51 إلى ص 58

عدد الحصص: 3

الأدوات المستعملة: لوحة عرض كبيرة، داتاشو

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحصّون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 34) ويقرأون الفقرة المرافقة لها. ثمّ اشرح لهم أنّ المكوّن الرئيسي للحجر الجيري هو كربونات الكالسيوم $CaCO_3$، ومحلول $CaCO_3$ في المياه الجوفية يُعتبَر أحد الطرائق لدخول كاتيونات Ca^{2+} إلى مصدر إمدادات المياه العذبة، مكوِّنًا ماء «عسرًا». وجِّه للطلّاب السؤال التالي:

- كيف يتمّ تكوين المحلول، وما هي العوامل المؤثِّرة في ذلك؟

[يتكوّن المحلول عندما تنتشر إحدى الموادّ بانتظام خلال مادّة أخرى، كما في حالة ذوبان الموادّ التي تذوب في الماء، لأنّ التجاذب بين جسيمات المذاب وجزيئات الماء كبير بدرجة كافية للتغلّب على أيّ تجاذب متبادل بين جسيمات المذاب.]

قارن بين المحاليل المتجانسة والمحاليل غير المتجانسة. ويجب أن يتذكّر الطلّاب من دراستهم السابقة أنّ المحاليل النقية هي محاليل متجانسة. ثم اطلب إليهم إعطاء أمثلة على المحاليل، وإذا لم تتضمَّن الأمثلة المحاليل الصلبة أو الغازية، وجّه إليهم السؤال التالي: هل تحتوي كلّ المحاليل على سوائل؟

2.1 حثّ الطلّاب على التفكير في مفاهيم الدرس

اعمل لوحة عرض كبيرة تضع عليها صورًا مكبَّرة توضِّح أهمّية عمليات تكوّن المحلول في الطبيعة، كصور لكهف، أو مزارع يضع السماد في الحقل، أو صورة مكبَّرة لنبات، أو شخص يأكل، أو سمك يعوم، أو انفجار بركان، أو بلّورات طبيعية لماء عسر مترسِّب في مواسير المياه. شجِّع الطلّاب على المشاركة في العرض من خلال البحث عن صور في المجلّات أو تصوير بعض الأمثلة الحياتية وإضافتها إلى لوحة العرض.

الدرس 2-2
العوامل المؤثِّرة على الذوبانية في المحاليل
Factors Affecting Solubility in Solutions

الأهداف العامة
- يعدّد العوامل المؤثِّرة في معدّل ذوبان مذاب ما.
- يحسب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف ضغط مختلِفة.

شكل (34)
تركيب المياه المعدنية التي نشتريها من المحلّات التجارية.

الأمثلة على المحاليل في حياتنا اليومية كثيرة، فمنها الهواء والشامبو والقهوة والعصير ومساحيق التنظيف. حتّى الماء الذي نشتريه يوميًّا ليس ماءً صافيًا، إنّما يحتوي على معادن وأيونات ومركّبات تختلف باختلاف مصدر الماء والصخور الذي ضُخَّ منها (الشكل 34).
عندما تُصنَع المثلّجات، يُحاط الإناء الذي توضَع فيه بإناء أوسع منه، يحتوي على خليط من الثلج والماء وملح الطعام. هل تعلم أهمّية إضافة ملح الطعام إلى خليط الثلج والماء؟
هل لاحظت أنّ السكّر المتبلِّر يذوب في الماء أسرع من مكعّبات السكّر عندما تحضّر الشاي المثلّج أو عصير الليمون المثلّج، في حين يذوب كلاهما أسرع في الشاي الساخن أو عندما تحرّك الخليط؟

51

2. علّم وطبّق

1.2 مناقشة

اشرح أنّ الذوبانية تشبه ما يُسمّى بالكثافة السكّانية، فكلّ من المصطلحين يعبّر عن تركيز الأشياء. ففي الذوبانية، تشكّل الأشياء الجزيئات أو الأيونات المذابة في كمّية معيّنة من المذيب. وبالنسبة للكثافة السكّانية، فالأشياء هي الكائنات الحية (السكّان) لكلّ وحدة مساحة (عدد السكّان الذين يعيشون في وحدة المساحة). ومع ذلك، اشر إلى أنّ الكمّية الدقيقة من المذاب التي يذيبها المذيب تحت ظروف معيّنة ثابتة، في حين أنّ الكثافة السكّانية لا تكون محدَّدة بهذه الطريقة.

2.2 استخدام وسيلة مرئية

اعرض الشكل (35) ص 52 على لوحة عرض كبيرة مستخدمًا مسلاطًا ضوئيًا، واستعن بمثال ذوبان مركّب أيوني لتؤكّد على الاتّزان الديناميكي الذي يتواجد بين حالة الذوبان وحالة التبلور. فعندما يذوب مركّب أيوني في الماء، تترك الأيونات سطح البلّورة وتدخل المحلول (بفرض أنّ قوى التجاذب لجزيئات الماء تفوق القوى داخل البلّورة). وفي بعض الأحيان، أثناء تحرّك الأيونات الذائبة (المتّحدة بالماء) في المحلول، إنّها تصطدم بالبلّورة وتلتصق بها. وكلّما زاد عدد الأيونات في المحلول، زادت الاصطدامات. وكلّما ذاب الملح أكثر، وجدنا أنّ المعدّل الذي تدخل فيه الأيونات المحلول يساوي المعدّل الذي تعود به الأيونات للحالة المتبلورة، ويتشبّع المحلول. اطلب إلى الطلّاب كتابة معادلة للاتّزان في المحلول المشبّع لـ NaCl.

$$NaCl_{(s)} \leftrightarrows Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

ووضّح أنّ السهم المزدوج يعني أنّ عملية الذوبان عملية عكسية.

أعط فرصة للطلّاب لدراسة الشكل (36) ص 53، مقترحًا التفسيرات الممكنة التي تعلّل عدم اختلاط السائلين **[لكي تختلط السوائل غير القطبية بالماء، يجب أن تنكسر الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء لتحلّ محلّها قوى تجاذب أكثر ضعفًا بين الماء والمركّب غير القطبي]**.

إجابة السؤال المذكور في السطر (7) ص (53)

[الخل قطبي، الزيت غير قطبي]

إجابة السؤال المذكور تحت عنوان العوامل التي تؤثّر على ذوبانية المركّبات ص 54

المذيب هو وسط الإذابة والمذاب هو المادّة المطلوب إذابتها.

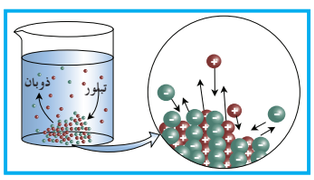
3.2 نشاط

اعط فرصة للطلّاب لتفحّص الشكل (38) ص 55 الذي يوضّح بصفة عامّة أنّ ذوبانية مادّة تعتمد على درجة حرارة المحلول. ثمّ اسأل الطلّاب أن يجدوا قيم ذوبانية الموادّ الصلبة في الماء من الرسم البياني عند درجات حرارة 0 °C، 25 °C، 40 °C، 80 °C، وشجّعهم لتنظيم نتائجهم في جدول مماثل للجدول (6) ص 53.

1. المحلول المشبّع Saturated Solution

إذا أضفت 36 g من كلوريد الصوديوم إلى 100 g من الماء عند 25 °C، ستذوب كلّ كمّية الملح. وإذا أضفت كمّية أخرى من الملح قدرها جرامًا واحدًا مع التحريك المستمرّ، فلن يذوب من هذه الكمّية سوى 0.2 g، مهما طالت مدّة التحريك أو زادت شدّته. لماذا لا تذوب الكمّية المتبقّية من بلّورات الملح؟ وفقًا لنظرية الحركة، تكون جزيئات الماء في حركة مستمرّة، ما يجعلها تصطدم باستمرار مع الكمّية المتبقّية من كلوريد الصوديوم. يؤدّي ذلك إلى فصل كاتيونات الصوديوم عن أنيونات الكلوريد، وإذابة كلّ منهما.

من المنطقي أن تذوب هذه الكمّية المتبقّية من الملح، أو أيّ كمّية إضافية أخرى في الماء. لكن في الواقع لا يحدث ذلك بسبب حدوث عملية تبادلية. فعلى سبيل المثال، حين تذوب جزيئات جديدة من الملح الصلب وتذهب إلى المحلول، يترسّب من المحلول عدد مساوٍ من جزيئات الملح التي سبق تذويبها، بحيث يتمّ خروج بعض من الأيونات الذائبة، ويفقد الماء ذوبانيته، وتترسّب على شكل مادّة صلبة وتتبلور، وتبقى كتلة البلّورات غير الذائبة ثابتة. هكذا تتحرّك الجزيئات من المادّة الصلبة إلى المادّة السائلة، ثمّ تعود إلى المادّة الصلبة من دون حدوث تغيّر في النظام ككلّ.



شكل (35)
في المحلول المُشبّع، يوجد اتّزان ديناميكي بين المحلول والكمّية الزائدة من المذاب. في هذه الحالة، يساوي معدّل سرعة الذوبان معدّل سرعة التبلور.

يوضّح الشكل (35) حالة الاتّزان الديناميكي التي تحدث بين المحلول والمادّة الصلبة غير المذابة عندما تكون درجة الحرارة ثابتة، فيُقال إنّ هذا المحلول تشبّع. **والمحلول المُشبّع Saturated Solution هو المحلول الذي يحتوي على أكبر كمّية من المذاب في كمّية معيّنة من المذيب عند درجة حرارة ثابتة.** على سبيل المثال، عند إضافة 36.2 g من كلوريد الصوديوم إلى 100 g من الماء، يتكوّن محلول مُشبّع عند 25 °C.

وتُعرف ذوبانية مادّة ما Solubility بأنّها، كتلة تلك المادّة التي تذوب في كمّية معيّنة من المذيب عند درجة حرارة معيّنة لتكوّن محلولًا مُشبعًا.

يمتزج سائلان إذا ذاب أحدهما في الآخر. ويذوب بعض السوائل (مثل الماء والإيثانول) أحدهما في الآخر مهما كانت كمّية كلّ منهما، ويُعرَف مثل هذا المزيج من السوائل بأنّه يمتزج **امتزاجًا كليًّا Miscible**. لكنّ بعض السوائل شحيحة الذوبان كلّ منها في الآخر، مثل الماء وثاني إيثيل الإيثر، فهما يمتزجان امتزاجًا جزئيًّا. وسوائل أخرى لا يذوب أحدها في الآخر، وتُعرَف بأنّها **عديمة الامتزاج Immiscible**. يوضّح الشكل (36) أنّ الزيت والخلّ لا يمتزجان، وكذلك الزيت والماء. لماذا؟

ملاحظة: تذكّر أنّ الأشياء المتشابهة تذوب بعضها مع بعض، أي أنّ الموادّ المذابة تذوب في المذيبات التي تجمعها خواصّ مشتركة.

شكل (36)
الزيت والخل

المادّة	الصيغة الكيميائية	الذوبانية ($g/100g\ H_2O$)			
		0 °C	20 °C	50 °C	100 °C
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$	1.67	3.89	–	–
كبريتات الباريوم	$BaSO_4$	0.00019	0.00025	0.00034	–
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$	0.189	0.173	–	0.07
كلوريد الرصاص (II)	$PbCl_2$	0.60	0.99	1.70	–
كربونات الليثيوم	Li_2CO_3	1.5	1.3	1.1	0.70
كلورات البوتاسيوم	$KClO_3$	4.0	7.4	19.3	56.0
كلوريد البوتاسيوم	KCl	28.0	34.2	42.6	56.3
كلوريد الصوديوم	NaCl	35.7	36.0	37.0	39.2
نيترات الصوديوم	$NaNO_3$	74.0	88.0	114.0	182.0
كبريتات الصوديوم	Na_2SO_4	60.0	50.0	41.0	40.0
نيترات الفضّة	$AgNO_3$	122.0	216.0	455.0	733.0
بروميد الليثيوم	LiBr	143.0	166.0	203.0	266.0
السكّروز (سكّر القصب)	$C_{12}H_{22}O_{11}$	179.0	204.0	260.4	487.0
الهيدروجين *	H_2	0.00019	0.00016	0.00013	0.0
الأكسجين *	O_2	0.0070	0.0053	0.0026	0.0
ثاني أكسيد الكربون *	CO_2	0.335	0.169	0.076	0.0

جدول (6)
ذوبانية بعض المواد الشائعة عند درجات حرارة مختلفة.
* الغازات تحت ضغط كلّي 101 kPa

كلّف الطلّاب بعمل رسم بياني يوضّحون فيه ذوبانية $KClO_3$ عند درجات حرارة مختلفة، وليراجعوا صحّة تسمية كلّ من المحور السيني والمحور الصادي، وصحّة الوحدات المُستخدَمة، ثمّ وجّه إليهم السؤالين التاليين:

- هل تزداد ذوبانية جميع الموادّ الصلبة بزيادة درجة الحرارة؟ **[تقلّ ذوبانية Na_2SO_4 عند درجات الحرارة المرتفعة في حين تكون ذوبانية NaCl ثابتة نسبيًّا.]**
- أيّ من الموادّ الصلبة يوضّح التغيّر الأكبر في الذوبانية مع درجة الحرارة؟ **[ذوبانية KNO_3 تزداد بوضوح بين درجات الحرارة 30 °C و 80 °C.]**

اقترح على الطلّاب كتابة تعبير عامّ يشمل البيانات الموضّحة في الشكلين (38) و(39) ص 55 والجدول (6) ص 53. (يجب أن يدرك الطلّاب أنّ الذوبانية لمعظم المركّبات الأيونية تزداد بازدياد درجة الحرارة).

4.2 نشاط

لتوضيح ذوبانية الغازات، قم بفتح زجاجة صودا دافئة وأخرى باردة، واعط فرصة للطلّاب لملاحظة النتائج والمقارنة بينها **[يخرج غاز ثاني أكسيد الكربون بسرعة من الزجاجة الدافئة]**. اندفاع الفقّاعات الغازية من زجاجة الصودا الدافئة يمكن أن يكون نموذجًا لمرض يُسمّى التحنّي (Bends)، وهو مرض يصيب العاملين في مكان ضغط الجوّ فيه عالٍ، ويؤثّر على الغوّاصين عندما يكوّن غاز النيتروجين المذاب فقّاعات في تيّار الدم. ويوضّح النموذج نفسه أيضًا كيف أنّ هروب غاز ثاني أكسيد الكربون من مادّة الصهير (المجما Magma وهي مادّة صخرية مذابة في باطن الأرض ينشأ الصخر البركاني منها حين تبرد) الصاعدة من البركان يمكن أن يؤدّي إلى انفجار بركاني. وفي كلّ حالة من الحالات السابقة، يحفظ الضغط العالي الغاز في المحلول، ويؤدّي تقليل الضغط وانخفاضه إلى هروب الغاز. كرّر الاستعراض العملي السابق مستخدمًا في هذه الحالة زجاجتين من الصودا. قلّب إحديهما واترك الأخرى ثابتة، وبناء على ملاحظات الطلّاب، اعطهم فرصة للمقارنة والمقابلة حول تأثير التقليب على ذوبانية الغازات والموادّ الصلبة.

5.2 مناقشة

اشرح أنّ تأثير ضغط الغاز على السائل وزيادة ذوبانية الغاز في السائل يشابه تأثير المطرقة عند استخدامها لإدخال مسمار في قطعة من الخشب. فعندما يتمّ الضرب على المسمار أكثر، يدخل جزء كبير منه في الخشب. وفي هذه الحالة، المطرقة تشبه الضغط، والمسمار يشبه الغاز المذاب، والخشب يشبه السائل المذيب.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

اعط الطلّاب وقتًا لاستخدام مفهوم الذوبانية لشرح إلى أيّ مدى يؤثّر كلّ من التقليب ودرجة الحرارة وحجم (قطر) الجسيمات في تكوين المحلول، ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- كيف تتأثّر ذوبانية غاز ما بضغط الغاز على السائل؟ **[تزداد ذوبانية الغاز بزيادة الضغط.]**

2. العوامل المؤثِّرة على ذوبانية المركّبات
Factors Affecting Compounds' Solubility

أحد العوامل التي ستحدّد ذوبانية مادّة ما هي طبيعة كلّ من المذاب والمذيب. هل تتذكّر تعريف كلّ من المذاب والمذيب؟ هناك أيضًا عوامل عدّة أخرى تحدّد مدى سرعة ذوبان المادّة، مثل التحريك ودرجة الحرارة ومساحة السطح. و يتضمّن كلّ عامل من هذه العوامل ملامسة المذيب بالمذاب.

1.2 الخلط أو المزج والقلب — Mixing

إحدى الطرائق الأكثر شيوعًا لتسريع عملية الذوبان لأيّ مركّب هي التحريك. وهذا يظهر عند إضافة ملعقة صغيرة من السكّر في كوب من الشاي، بحيث نستعين بالملعقة لخلط السكّر بشكل دائري، فيذوب السكّر ويختفي في المحلول.

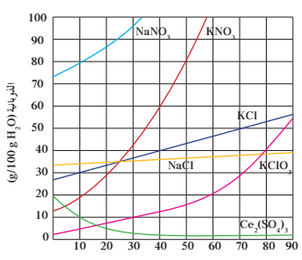
2.2 الطحن أو مساحة السطح — Crushing or Surface Area

إنّ إضافة كمّية من المذاب في وعاء مائي والاستعانة بالخلط لإذابتها ليست من الطرائق المفضّلة سواء من حيث عامل الوقت الذي سيحتاجه المذاب للإذابة، أو من حيث الطاقة التي ستوضع لإذابة المذاب. في الواقع، إنّ الطريقة الفضلى لإذابة مذاب موجود على شكل أحجار صغيرة أو كبيرة هي من خلال الطحن بواسطة الأدوات الموضّحة في الشكل (37). فالطحن يحوّل المذاب إلى جسيمات صغيرة، ما يوسّع مساحة السطح المشتركة بين المذيب والمذاب، وبذلك تُسرّع عملية الإذابة.

شكل (37)
الإستعانة بالهاون والمدقّة لطحن المذاب إلى جسيمات صغيرة لتسهيل ذوبانها في المذيب.

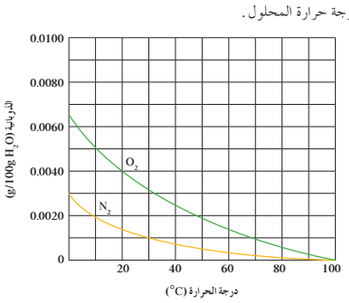
3.2 درجة الحرارة — Temperature

في الكثير من الأحيان، يبقى قسم من المذاب غير ذائب على الرغم من عملية الخلط. ولتسريع عملية الإذابة، يُسخَّن المحلول. ومن خلال عملية التسخين، يذوب ما تبقّى من المذاب في المذيب لأنّ طاقة حركة جزيئات الماء تزداد عند درجة الحرارة المرتفعة، ما يزيد من احتمالات قوّة تصادم جزيئات الماء بسطح البلّورات، فيساعد على سرعة ذوبانه. المحلول الذي لا يزال يستطيع إذابة مذاب يُسمّى المحلول غير المُشبَّع. أمّا المحلول الذي أُضيف إليه مذاب ما وحُرّك، وبقي بعد التحريك قسم من المذاب غير ذائب، فيُسمّى المحلول المُشبَّع (شكل 38).



شكل (38)
يمكن أن يؤثّر تغيّر درجة الحرارة على ذوبانية مادّة ما. لاحظ أنّه في حال ارتفاع درجة الحرارة، تزداد ذوبانية المادّة بشكل ملحوظ، والعكس صحيح.

لاحظ أنّ ذوبانية الغازات الموضّحة في الجدول (6) تكون أكبر في الماء البارد منها في الماء الساخن. ولعلّك تعرف جيّدًا أنّه إذا قمت بغَلْي الماء، ستلاحظ تكوّن فُقّاعات هوائية قبل وصول الماء إلى درجة غليانه. هذه الفُقّاعات عبارة عن غازات الهواء الجوّي الذائبة التي تتصاعد من المحلول حيث تكتسب جزيئات الغاز طاقة حركية وتتحوّل إلى الحالة الغازية. يوضّح الشكل (39) المكوّنين الأساسيين للهواء الجوّي وهما الأكسجين والنيتروجين، ويكونان أقلّ ذوبانية في الماء كلّما ارتفعت درجة حرارة المحلول.



شكل (39)
الغازات لها قيمة ذوبانية مختلفة في الماء عند درجات حرارة مختلفة. وبصفة عامّة، كلّما زادت درجة الحرارة انخفضت ذوبانية الغازات.

لذلك، عندما يأخذ أحد المصانع الماء البارد من نهر ما ويعيده إليه ساخنًا، فهو يسبّب تلوّثًا حراريًّا لهذا النهر، لأنّ ارتفاع درجة حرارة مياه النهر يؤدّي إلى تقليل تركيز الأكسجين المذاب، ما يؤثّر سلبًا على الحياة النباتية والحيوانية المائية.

2.3 إعادة التعليم

راجع العوامل التي تؤثّر على ذوبانية الموادّ الصلبة والغازية في الماء (درجة الحرارة والضغط). ثمّ تأكّد من أنّ الطلّاب يستطيعون أن يميّزوا بين العوامل التي تؤثّر على الذوبانية وتلك التي تؤثّر على معدّل الذوبانية، مثل التقليب. ووضّح لهم أيضًا أنّ الذوبانية هي كتلة المادّة التي تذوب في كتلة معينة من المذيب، في حين أنّ معدّل الذوبانية هو كتلة المذاب التي تذوب في المحلول في خلال وحدة من الزمن.

إجابات أسئلة الدرس 2–2

1. التقليب، درجة الحرارة، حجم (قطر) الجسيمات
2. باستخدام قانون هنري
3. NaCl 259.2 g
4. **(أ)** إضافة مذيب

(ب) إضافة مذاب بكمّيات صغيرة، وملاحظة الذوبانية حتّى الوصول إلى أقصى كمّية يمكن إذابتها، والتي لا تذوب بعدها كمّية أخرى.

5. تزداد ذوبانية معظم المركّبات بزيادة درجة الحرارة.

تابع مثال (1)

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

باستخدام قانون هنري لإيجاد قيمة S_2:

$$S_2 = \frac{S_1 \times P_2}{P_1}$$

بالتعويض عن القيم المعلومة في المعادلة السابقة نحصل على:

$$S_2 = \frac{0.77\ g/L \times 1.0\ atm}{3.5\ atm}$$

$$S_2 = 0.22\ g/L$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

انخفض ضغط الغاز من 3.5 atm إلى 1.0 atm، لذلك يجب أن تنخفض ذوبانية الغاز، وهذا ما يتوافق مع النتيجة التي حصلت عليها. ونظرًا إلى أنّ الضغط الجديد يساوي حوالى 1/3 الضغط الأصلي، تكون الذوبانية الجديدة حوالى 1/3 الذوبانية الأصلية، وهذا ما يتوافق مع الإجابة التي توصّلنا إليها.

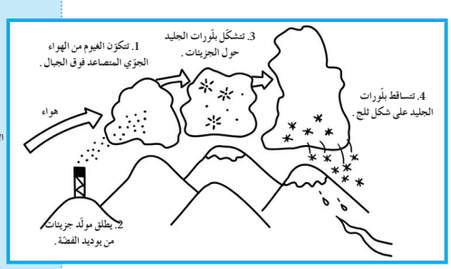
3. محلول فوق مشبّع Supersaturated Solution

عندما ترتفع درجة حرارة محلول مُشبّع يحتوي على زيادة قليلة من المادّة الصّلبة، فإن جزءًا من المادة الصّلبة الزائدة أو كلّها يذوب في المحلول. وإذا تُرك هذا المحلول يبرد ببطء وصولًا إلى درجة حرارته الأصلية، فلا تتبلور دائمًا الكمّية الزائدة من المادّة المذابة فورًا بالمحلول (أي لا تخرج من المحلول وترسّب). ويُعرف المحلول الذي يحتوي على كمّية من المذاب زائدة على الكمّية المسموح بها نظريًّا والتي تكفي لتشبعه (تركيز المذاب في المحلول أكبر ممّا يجب أن يكون عليه عند التشبّع عند درجة معيّنة **بالمحلول فوق المشبّع Supersaturated Solution**

(مع ملاحظة أنّ الكمّية الزائدة من المذاب لا تترسّب عند درجة حرارة منخفضة).

مثال على عملية التبلور في المحاليل فوق المُشبعَة تلك التي تحدث لإنتاج سكّر النبات، حيث توضع بلّورات بدء التبلور في محلول فوق مُشبّع للسكّر، ما يسبّب تبلور السكّر من المحلول على شكل سلسلة من البلّورات يتمتّع بها الأطفال.

ولعلّك سمعت عن الأمطار الاصطناعية المحلّقة ببذر السحب التي تحتوي على كتل من الهواء فوق المُشبّع ببخار الماء ببلّورات دقيقة (بلّورات بدء التبلور) من يوديد الفضّة (AgI)، كما هو موضّح في الشكل (41). وتنجذب جزيئات الماء إلى أنيونات اليوديد مكوّنة قطرات مائية تعمل بدورها كبلّورات بدء التبلور لجزيئات ماء أخرى، وهكذا تنمو قطرات الماء وتكبر مع مرور الوقت لتسقط على شكل أمطار.



شكل (41)
الأمطار الاصطناعية

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. ذوبانية غاز ما في الماء 0.16 g/L عند ضغط 104 kPa. ما هي ذوبانية الغاز عندما يزداد ضغط الغاز إلى 288 kPa؟ (باعتبار أنّ درجة الحرارة ثابتة).
   الحلّ: [0.44 g/L]
2. ذوبانية غاز ما في الماء عند 0 °C هي 3.6 g/L عندما يكون الضغط 1 atm. ما هو الضغط اللازم للحصول على محلول يحتوي على 9.5 g/L من الغاز نفسه عند 0 °C.
   الحلّ: [2.6 atm]

مراجعة الدرس 2–2

1. اذكر ثلاثة عوامل تؤثّر على معدّل ذوبانية مذاب في المذيب.
2. كيف يمكنك حساب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف ضغط مختلفة؟
3. ما هي كتلة NaCl التي يمكن إذابتها في 7.5×10^2 g ماء عند 20 °C؟ استعن بالجدول (6) أو الشكل (38).
4. كيف يمكنك إجراء التحويلات التالية:
   (أ) تحويل محلول مُشبّع إلى محلول غير مُشبّع؟
   (ب) تحويل محلول غير مُشبّع إلى محلول مُشبّع؟
5. باستخدام الجدول (6)، اكتب تعميمًا عامًّا يصف العلاقة بين التغيّر في ذوبانية مادّة صلبة والتغيّر في درجة الحرارة.

4. الضغط Pressure

تتأثّر ذوبانية الغازات أيضًا بالضغط. فتزداد ذوبانية الغاز كلّما ازداد الضغط الجزيئي له على سطح المحلول، كالمشروبات الغازية. تحتوي هذه المشروبات على غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) الذائب في الماء، والذائب هو الذي يسبّب فوران المشروب السائل ولسعة في الفم عند تناوله. تُعبَّأ زجاجات المشروبات الغازية تحت ضغط عالٍ من غاز ثاني أكسيد الكربون في داخلها، ما يدفع بكمّيات كبيرة من ذلك الغاز إلى تلك المشروبات.

وعند فتح زجاجات المشروبات الغازية، يقلّ الضغط الجزيئي لغاز ثاني أكسيد الكربون على سطح المشروب مباشرة، فيقلّ تركيز غاز ثاني أكسيد الكربون الذائب وتتسرّب فقّاعات غاز ثاني أكسيد الكربون من فوّهة الزجاجة كما هو موضّح في الشكل (40). وإذا تُركت الزجاجة مفتوحة، يتغيّر طعم المشروب لفقدانه غاز ثاني أكسيد الكربون.

شكل (40)
تتصاعد فقّاعات غاز ثاني أكسيد الكربون خارج زجاجة المياه الغازية.

قانون هنري Henry's Law

ينصّ قانون هنري Henry's Law على أنّه عند ثبوت درجة الحرارة فإنّ ذوبانية الغاز في سائل (S) تتناسب تناسبًا طرديًّا مع الضغط (P) الموجود فوق سطح السائل. وبتعريف آخر، بزيادة ضغط الغاز فوق سطح السائل تزداد ذوبانيته فيه. وبالمثل، كلّما قلّ ضغط الغاز قلّت ذوبانيته.

ويمكن كتابة هذا القانون باستخدام المعادلة الرياضية التالية:

$$\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$$

مثال (1)

احسب ذوبانية غاز (g/L) عند ضغط يساوي 1 atm، إذا علمت أنّ ذوبانيته تساوي 0.77 g/L عند ضغط يساوي 3.5 atm (باعتبار أنّ درجة الحرارة ثابتة عند 25 °C).

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.**

المعلوم:

$P_1 = 3.5\ atm$

$S_1 = 0.77\ g/L$

$P_2 = 1.0\ atm$

غير المعلوم:

$S_2 = ?\ g/L$

قانون هنري: $\frac{S_1}{P_1} = \frac{S_2}{P_2}$

الدرس 2-3

تركيب المحاليل

الأهداف:

- يشرح ما المقصود بالنسبة المئوية الحجمية والنسبة المئوية الكتلية في المحاليل.
- يستنتج كيفية استخدام المولارية لحساب عدد مولات المذاب.
- يحلّ المسائل التي تتضمّن مولارية المحلول في أجزائها.
- يصف كيفية تحضير المحاليل المخفَّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا والمعلوم مولاريتها.

الأدوات المستعملة: أنابيب اختبار (10 mL، 20 mL)، المحاليل المستعملة في النشاط 3.2 و11.2، دورق مخروطي (1 L)

صفحات الطالب: من ص 59 إلى ص 69

صفحات الأنشطة: من ص 23 إلى ص 24

عدد الحصص: 4

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للدرس (شكل 42) ص 59 ويقرأون التعليق المصاحب لها. اشرح أنّ استخدام الأجهزة الإلكترونية الحديثة ذات الحساسية الفائقة قد سمحت وسهّلت لنا الكشف عن الكثير من الموادّ التي لم يكن من المستطاع الكشف عنها. وعادة ما يستخدم الكيميائيون المختصّون في مجال البيئة والدراسات البيئية أجزاء من المليون (ppm) لقياس تركيزات صغيرة لملوِّثات الماء والهواء. فعلى سبيل المثال، 20 ppm يعني 20 جزءًا من المذاب لكلّ 1 000 000 جزء من المذيب. اطرح على الطلّاب السؤال التالي:

- كيف يمكن حساب تركيز المذاب في المذيب؟ **[هناك طرق عديدة للتعبير عن تركيز المادّة المذابة في المذيب، وكلّ تعبير هو علاقة تصف كمّية المذاب المذابة في كمّية معينة من المذيب. يُعبَّر عن كمّية المذاب بعدد المولات أو الكتلة، ويُعبَّر عن كمّية المذيب بالحجم أو الكتلة.]**

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلّاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلّاب حول عدد المولات والكتلة الجرامية، وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- كم عدد المولات في كلّ كتلة من المادّتين التاليتين؟

12 g NaCl **[0.205 mol NaCl]**

53.8 g KNO_3 **[0.532 mol KNO_3]**

- أوجد الكتلة بالجرامات لكلّ كمّية من المادّتين التاليتين:

1.5 mol NaOH **[60 g]**، 0.575 mol $NaHCO_3$ **[48.3 g]**

- ما الذي يحتوي على العدد الأكبر من الجزيئات؟

1 mol SO_2 أو 1 mol SO_3 **[الأعداد متساوية]**

- ما الذي يحتوي على كتلة أكبر؟ **[1 mol SO_3]**

الدرس 2-3
تركيب المحاليل
Solutions' Composition

الأهداف العامة

- يشرح ما المقصود بالنسبة المئوية الحجمية والنسبة المئوية الكتلية في المحاليل.
- يستنتج كيفية استخدام المولارية لحساب عدد مولات المذاب.
- يحلّ المسائل التي تتضمّن مولارية المحلول في أجزائها.
- يصف كيفية تحضير المحاليل المخفَّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا والمعلوم مولاريتها.

شكل (42)
كيميائي يضع نقاطًا من الماء في صحون بتري لعدّة نماذج للفحص ما إذا كانت المياه صالحة للشرب.

إنّ توفير مصدر مستمرّ من الماء النقي للاستخدام اليومي هو مطلب هامّ لجميع التجمّعات السكّانية. من الذي يحدّد شروط الماء الصالح للشرب ومواصفاته؟ هناك أكثر من جهة حكومية متخصّصة، مثل وزارة الصحّة والهيئة العامّة للبيئة التي تقوم بدراسة مدى نقاء مياه الشرب طبقًا للمعايير العالمية، والتي تحدّ من كمّية الموادّ المسموح بتواجدها في مياه الشرب كالأملاح الفلزّية والمبيدات الحشرية والبكتيريا وبقايا الموادّ التي تُستخدَم في معالجة الماء (شكل 42).

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

قد يفكّر الطلّاب أنّه يمكن تحضير محلول ذي مولارية معينة بطريقة صحيحة، وذلك عبر إضافة المادّة المذابة إلى حجم من المذيب سبق قياسه. وغالبًا ما ينسى الطلّاب أنّ كمّية المذاب المضافة سوف تشغل بعضًا من فراغ الدورق الحجمي الذي تمّ تحضير المحلول فيه. وضِّح للطلّاب أنّ تسلسل الخطوات أمر هامّ عند تحضير المحاليل القياسية، لأنّ بعد إضافة المذاب إلى المذيب، سوف يأخذان حجمًا أكبر من الحجم الذي سيأخذه المذيب بمفرده. ومن المهمّ أن يُضاف المذاب لبعض من المذيب ويذوب فيه، ثمّ يُضاف المذيب حتّى العلامة التي تشير إلى حجم لتر واحد في الدورق المخروطي. وإذا لم يحدث مثل هذا التتابع في التحضير، فإنّ الحجم الكلّي للمخلوط سيكون أكبر من الحجم المرغوب فيه.

2.2 مناقشة

وضّح أنّه من السهل حساب النسب المئوية المناسبة للاستخدام حيث إنّه لا حاجة لقيم الكتل المولية في هذه الحالة. وحذّر أيضًا من أنّ استخدام النسبة المئوية لتركيب المكوّنات يمكن أن يضلّلنا لنتيجة خاصّة، حيث إنّه من الممكن حدوث تغيّر في الحجم عند خلط سائلين الواحد مع الآخر. ومثال على ذلك خلط 20 mL من الإيثانول مع 80 mL من الماء. فإنّ الحجم الناتج أقلّ من 100 mL ويجب إضافة حجم أكبر من الماء. ذكّر الطلّاب أنّ القيمة 20% تعني 20 جزءًا من المذاب لكلّ 100 جزء من المحلول النهائي.

1. النسب المئوية للمحاليل

Percentages in Solutions

ذكرنا سابقًا أنّ ذوبانية المركّبات ليست بالدرجة نفسها، وأنّ لكلّ مركّب كمًّا معيّنًا ومحدّدًا، ويمكن أن يذوب في حجم معيّن من محلول ما وتحت درجة حرارة محدّدة. إنطلاقًا من ذلك، قد يوصَف المحلول بأنّه مُشبَّع أو غير مُشبَّع. وفي الحالتين، لا يتغيّر مركّب المذاب بل تتغيّر كمّيته.

إنّ استخدام المصطلحات الوصفية مثل المركّز والمخفّف لوصف المذاب بالنسبة إلى المذيب غير دقيق في المسائل الحسابية المتعلّقة بالمحاليل المائية. في الواقع، هناك طرائق مختلفة سنتطرّق إليها لاحقًا تمكّننا من قياس كمّية المذاب بالنسبة إلى كمّية المذيب بشكل دقيق جدًّا، وقياس الكتلة المولية للمذيب والنسبة المئوية الكتلية والنسبة المئوية الحجمية. بالإضافة إلى ذلك، ستساعدنا القياسات الكمّية المتعلّقة بالمحلول على قياس تركيز المحلول من خلال قياس المولارية والمولالية.

قياس النسبة المئوية الكتلية Mass Percentage هو تحديد كتلة المذاب (g) الموجودة في مئة جرام من المحلول. تُقاس هذه النسبة من خلال المعادلة التالية:

$$\text{النسبة المئوية الكتلية} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \times 100$$

وتجدر الإشارة إلى أنّ:

$$\text{كتلة المحلول} = \text{كتلة المذاب} + \text{كتلة المذيب}$$

عندما يكون كلّ من المذاب والمذيب موادّ سائلة، يسهل تحضير محاليل منها، وذلك بقياس أحجام كلّ منها. عندئذ **يمكن التعبير عن تركيز المادّة المذابة بالنسبة المئوية لحجمها في المحلول، أي بالنسبة المئوية الحجمية Volume Percentage.** فعلى سبيل المثال، إذا خُفّف 20 mL من الكحول النقي (الإيثانول) بالماء ليصل حجم المحلول الكلّي إلى 100 mL، فإنّ تركيز الكحول بالحجم في المحلول هو 20%، أي أنّ المحلول النهائي يحتوي على 20% كحول بالحجم.

والمعادلة التي تُقاس من خلالها النسبة المئوية الحجمية هي:

$$\text{النسبة المئوية الحجمية} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$$

ونظرًا لوجود نوعين من النسب المئوية للمحاليل، يجب أن توضّح الملصقات التي توضَع على المنتجات المختلفة، مثل ملصقات الموادّ الغذائية، الوحدات التي تعبّر عن النسب المئوية (شكل 43). وعند استخدامك النسب المئوية للتعبير عن التركيز، تأكّد من ذكر الوحدات المُستخدَمة في عملية التركيز بالنسبة المئوية الكتلية والحجمية $\frac{(m)}{(m)}$ أو $\frac{(V)}{(V)}$.

شكل (43)
الملصقات التي توضَع على المنتجات الغذائية تساعد المستهلك على معرفة تركيبة هذه المنتجات واختيار ما يناسبه.

مثال (1)

ما هي النسبة المئوية الحجمية للإيثانول أو الكحول الإثيلي (C_2H_6O) عندما يخفّف 85 mL منه بالماء ليصل حجم المحلول النهائي إلى 250 mL؟

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّل: **اذكر المعلوم وغير المعلوم.**

المعلوم:

حجم الإيثانول = 85 mL

حجم المحلول = 250 mL

$$\text{النسبة المئوية الحجمية} = \frac{\text{حجم المذاب}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$$

غير المعلوم:

$$\%\ \text{الإيثانول في المحلول ؟} = \%\ \frac{V}{V}$$

2. احسب: **حلّ غير المعلوم.**

ضع القيمة المعلومة في المعادلة واستنتج غير المعلوم.

$$\%(V/V)\ \text{الإيثانول} = \frac{\text{حجم الإيثانول}}{\text{حجم المحلول}} \times 100$$

$$\frac{85\ mL \times 100}{250\ mL} = 34\%\ (V/V)$$

3. قيّم: **هل النتيجة لها معنًى؟**

يساوي حجم المذاب حوالى 1/3 حجم المحلول، لذا النتيجة التي حصلنا عليها مقبولة.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. خُفّف 10 mL من الأسيتون النقي بالماء ليعطي محلولًا حجمه 200 mL. ما هي النسبة المئوية الحجمية للأسيتون في المحلول؟

الحلّ: 5% (V/V)

2. يوضّح الملصق على زجاجة ماء الأكسجين (مُطهِّر) أنّ تركيزه 3% (V/V). كم عدد المليلترات من H_2O_2 الموجودة في زجاجة حجمها 400 mL من هذا المحلول؟

الحلّ: 12 mL

3.2 مناقشة

ادع إلى المدرسة ممرّضًا أو طبيبًا أو مسعفًا، أو كلّف الطلّاب بإجراء بحث حول موضوع المحاليل المائية التي تُؤخَذ في الوريد عن طريق أكياس خاصّة يُنقَّط منها المحلول ببطء. والأسئلة التي تتعلّق بهذا الموضوع هي: لماذا تُستخدَم المحاليل التي تُؤخَذ في الوريد غالبًا بعد العمليات الجراحية؟ في أيّ الحالات الأخرى يمكن استخدامها أيضًا؟ لماذا تُعلَّق هذه المحاليل على عمود أثناء استخدامها؟ كيف يمكن التحكّم في معدّل تنقيط المحلول؟

قم باستعراض عملي لتوضيح الطريقة الصحيحة لتحضير محلول تركيزه 1 M لمركّب يذوب في الماء. راجع تعريف مولار واحد وكيفية حساب الكتلة المولية لـ 58.44 g من NaCl. ضع هذه الكمّية من NaCl في الدورق، ثمّ اضف 500 mL إلى الدورق مع التقليب حتّى تذوب كمّية NaCl. اضف بعد ذلك ماء إلى الدورق حتّى العلامة التي تشير لحجم لتر واحد. اسأل ما إذا كان الدورق يحتوي على لتر واحد من الماء. **[كلّا، بسبب NaCl المذاب الذي يأخذ بعض الحجم.]**

اعط الطلّاب فرصة ليحضّروا محاليل سكّروز تركيزاتها 0.500 M، 0.250 M، 0.125 M، 0.0625 M، باستخدام دوارق حجمية سعتها 50 mL و100 mL.

4.2 مناقشة

ذكِّر الطلّاب بأنّ الموادّ عندما تتفاعل تسلك سلوك الجسيمات، وأنّ عدد المولات للموادّ المختلفة يحتوي على العدد نفسه من الجسيمات الممثّلة. ولأنّ الكثير من التفاعلات يجري في المحاليل، نحن نحتاج إلى وحدة للتركيز تُبنى على أساس عدد المولات (مثل المولارية) لإمدادنا بمعلومات عن عدد جسيمات المتفاعلات في المحلول.

5.2 ورش عمل

وزّع الطلّاب في مجموعات يتألّف كلّ منها من ثلاثة طلّاب، واعطهم الفرصة للتمرين على الحسابات اللازمة لتحضير محاليل ذات تركيزات مختلفة.

دع أحد الطلّاب في المجموعة يكتب اسم المذاب، واطلب إلى طالبين آخرين في المجموعة، كلّ على حدة، تحديد مواصفات إحدى الكمّيات الثلاث التالية: كتلة المذاب أو حجم المحلول أو المولارية، ويجب حساب الكمّية المتبقّية غير المحدّدة بمعاونة كلّ عضو في المجموعة. على سبيل المثال، على الطالب الأوّل أن يقول «كلوريد الصوديوم»، فيجيب الطالب الثاني «12 g»، ويقول الطالب الثالث «2.5 L». بعد ذلك، يجب أن تقوم المجموعة كلّها بحساب مولارية المحلول الناتج. ويجب على كلّ مجموعة أن تقوم بحساب مثال واحد يتضمّن الكمّيات غير المعلومة كلّها.

2. التركيز Concentration

تعلّمت أنّه في ظلّ ظروف معيّنة، تذوب مادّة ما إلى حدّ معيّن في مذيب معيّن لتكوّن ما يُعرف بالمحلول. سوف تناقش في ما يلي الطرائق التي تعبّر عن المدى الفعلي لعملية الإذابة. **تركيز المحلول Solution Concentration هو مقياس لكمّية المذاب في كمّية معيّنة من المذيب أو المحلول.**

المحلول المخفَّف Diluted Solution هو الذي يحتوي على تركيز منخفض من المذاب، في حين يحتوي المحلول المركَّز Concentrated Solution على تركيز مرتفع من المذاب.

فيمكن وصف محلول كلوريد الصوديوم الذي يحتوي على 1 g من NaCl في 100 g من الماء بالمحلول المخفَّف، بالمقارنة مع المحلول الذي يحتوي على 30 g من NaCl في 100 g من الماء، أو وصفه بالمحلول المركَّز بالمقارنة مع المحلول الذي يحتوي على 0.1 g من NaCl في 100 g ماء. وبذلك، ترى أنّ كلًّا من المصطلحين، مركَّزًا أو مخفَّفًا، في المثال السابق هو مصطلح وصفي لكمّيات المادّة المذابة في المحلول. وتوجد أيضًا طرائق للتعبير عن التركيز كمّيًّا. ووحدة التركيز الأكثر تداولًا وانتشارًا في علم الكيمياء هي المولارية.

1.2 المولارية Molarity

المولارية (M) Molarity هي عدد مولات المذاب في 1 L من المحلول، وعندما تكون مصحوبة بقيم عددية، تُقرأ مولار M. وتُعرَف المولارية أيضًا بالتركيز المولاري Molar Concentration الذي يُرمَز إليه بالحرف اللاتيني C، وتكون وحدة هذا التركيز mol/L من المحلول.

يمكن حساب هذا التركيز من خلال المعادلة الرياضية التالية:

$$\text{التركيز المولاري أو المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول}}$$

ويمكن كتابة هذه المعادلة $M \text{ or } C = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)}$

علمًا أنّ:

$$\text{عدد مولات المذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{الكتلة المولية للمذاب}}$$

أي $n = \frac{m_s}{M.wt.}$

ومنها: $m_s\ (g) = M\ (mol/L) \times M.wt.\ (g/mol) \times V\ (L)$

ويلاحَظ أنّ حجم المحلول هو الحجم الكلّي للمحلول الناتج (المذاب + المذيب) وليس حجم المذيب بمفرده.

فإذا كان لدينا 2 mol جلوكوز مذابة في 5 L من المحلول، يمكننا الحصول على مولارية المحلول بقسمة عدد المولات على حجم المحلول باللتر.

$$\frac{2\ mol\ Glucose}{5\ L\ of\ Solution} = 0.4\ mol/L = 0.4\ M$$

وفي بعض المسائل، تحتاج إلى معرفة عدد مولات المذاب في حجم معيّن من المحلول، ويمكن معرفة ذلك بمعرفة مولارية المحلول. فإذا كان لدينا 2 L من محلول كلوريد الليثيوم مولاريته 2.5 M، يمكننا إيجاد عدد مولات المذاب باستخدام العلاقة السابقة.

$$n = V \times M = 2\ L \times 2.5\ M = 5\ mol$$

مثال (2)

احسب مولارية محلول يحتوي على 0.9 g من NaCl في 100 mL من المحلول.

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم:

تركيز المحلول = 0.9 g/100 mL

الكتلة المولية لـNaCl: M.wt. = 58.5 g/mol

غير المعلوم:

تركيز المحلول = M؟

حوّل التركيز من $\frac{g}{100\ mL}$ إلى $\frac{mol}{L}$.

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

نبدأ أوّلًا باستخدام الكتلة المولية لتحويل g NaCl/100 mL إلى mol NaCl/100 mL، ثمّ نستخدم معامل التحويل بين المِلّيلتر واللتر للتحويل إلى mol/L. بمعنى آخر، تساوي المولارية.

$$\frac{0.9\ g\ NaCl}{100\ mL} \times \frac{1\ mol\ NaCl}{85.5\ g\ NaCl} \times \frac{1000\ mL}{1\ L}$$

$$= 0.105\ mol/L = 0.105\ M$$

3. قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟

يجب أن نتوقّع أن تكون الإجابة أقلّ من 1 M لأنّ تركيز 0.9 g/100 mL هو نفسه 9 g/1000 mL، وقيمة 9 g هي أقلّ من 1 mol NaCl.

6.2 مناقشة

وضّح للطلّاب أنّ الكثير من الكواشف الكيميائية يتمّ شحنها وتخزينها في صورة مركّزة، ويتمّ تخفيفها عند الاستخدام. مثال على ذلك هيدروكسيد الصوديوم الذي يُباع بتركيز 6 M، لكن غالبًا ما يُستخدَم في المعامل بتركيز 0.1 M.

7.2 نشاط

اطلب إلى الطلّاب كتابة تعريف المولالية في الدفاتر الخاصّة بهم، ووضّح لهم الخطوات التي يتبعها الكيميائي لتحضير 0.5 m محلول NaCl. كم تصبح قيمة المولالية عند استخدام كمّية ماء قدرها 0.5 kg فقط؟ **[1 m]**

8.2 مناقشة

وضّح أنّ الكسر المولي يقارن عدد مولات المذاب بالعدد الكلّي للمولات في المحلول. والكيميائيون العاملون في مجال الكيمياء العضوية والذين يتعاملون باستمرار مع أنظمة المذيبات غير المائية، يستخدمون الكسر المولي أيضًا عند حساب الضغط البخاري لسائل ما.

9.2 نشاط

دع الطلّاب يصمّمون خريطة مفاهيم تصف الطرائق المختلفة المُستخدَمة لحساب تركيز محلول وتشرحها. يجب أن يتضمّن الرسم تعريفًا لكلّ نوع من وحدة التركيز. ويمكن تحضير أكثر من تصميم، لكن يجب أن يتضمّن كلّ تصميم المفاهيم التالية:

تركيز المحلول، النسبة المئوية الكتلية، النسبة المئوية الحجمية، المولارية، المولالية، الكسر المولي.

ويمكن أن يرغب الطلّاب في أن تتضمّن تصاميمهم تفصيلات إضافية لإجراء تحويلات بين كتلة المذاب وعدد مولات المذاب.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. احسب مولارية محلول حجمه 2 L ويحتوي على 36 g جلوكوز، علمًا أنّ الكتلة المولية للجلوكوز هي 180 g/mol.
الحلّ: 0.1 M
2. احسب مولارية محلول حجمه 250 mL ويحتوي على 0.70 mol NaCl، علمًا أنّ الكتلة المولية لكلوريد الصوديوم هي 58.44 g/mol.
الحلّ: 2.8 M
3. كم عدد مولات نيترات الأمونيوم الموجودة في 335 mL من محلول NH_4NO_3 تركيزه 0.4 M، علمًا أنّ الكتلة المولية هي 80 g/mol؟
الحلّ: 0.134 mol
4. كم عدد مولات المذاب الموجودة في 250 mL من محلول $CaCl_2$ تركيزه 2 M؟ احسب عدد جرامات $CaCl_2$ في هذا المحلول، علمًا أنّ الكتلة المولية لكلوريد الكالسيوم هي 111 g/mol.
الحلّ: 0.50 mol $CaCl_2$، 55.5g $CaCl_2$

2.2 المولالية Molality

تعتمد الخواصّ التجمّعية للمحاليل على تركيز نسبة عدد جسيمات المذاب إلى عدد جسيمات المذيب فحسب. توجد طريقتان للتعبير عن هذه النسبة: الأولى بالمولالية، والثانية بالكسر المولي. **المولالية Molality (m) هي عدد مولات المذاب في 1kg من المذيب، وتُعرف أيضًا بالتركيز المولالي.**

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب بالكيلوجرام (kg)}} \quad \text{mol/kg}$$

ويمكن كتابة المعادلة بالطريقة التالية:

$$m = \frac{\text{No. moles}}{\text{No. kg solvent}} \quad \text{أو} \quad m = \frac{n}{\text{kg solvent}}$$

ومنها: $m_s = m \times \text{M.wt.} \times \text{kg solvent}$

لاحظ أنّ المولالية تختلف عن المولارية. فالمولالية تشير إلى عدد مولات المذاب المذابة في 1 kg من المذيب، بينما تشير المولارية إلى عدد مولات المذاب المذابة في 1 L من المحلول. وفي حال استخدام الماء كمذيب، فإنّ 1000 g أو 1 kg من الماء تساوي حجم 1000 mL أو 1 L.

يمكنك تحضير محلول تركيزه مولال واحد (1 m) من الجلوكوز على سبيل المثال، وذلك بإضافة مول واحد (180 g) من الجلوكوز إلى 1000 g من الماء.

مثال (3)

كم عدد جرامات يوديد البوتاسيوم الذي يلزم لتذوب في 500 g من الماء لتحضير محلول KI مولاليته 0.06 m؟ علمًا أنّ $1\ mL\ H_2O = 1\ g\ H_2O$. علمًا أن الكتلة المولية ليوديد البوتاسيوم هي 166.1 g/mol.

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.**
المعلوم:
كتلة الماء = 500 g
تركيز المحلول = 0.06 m
كتلة KI المولارية = 166.1 g/mol
غير المعلوم:
كتلة المذاب =؟ g
طبقًا لتعريف المولالية، يجب أن يحتوي المحلول النهائي على 0.06 mol KI لكلّ 1000 g H_2O. استخدم المولية كمعامل تحويل للتحويل من كتلة الماء إلى عدد مولات المذاب (KI)، ثمّ استخدم الكتلة المولية لـ KI للتحويل من مول KI إلى جرام KI.
الخطوات:
كتلة الماء ← مول KI ← جرام KI
2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**
$$500\ g\ H_2O = 5\ g\ KI \times \frac{0.06\ mol\ KI}{1000\ g\ H_2O} \times \frac{166.1\ g\ KI}{1\ mol\ KI}$$
3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**
يُحضَّر محلول 1 m KI نتيجة إذابة الكتلة المولية لـ 166.1 g KI في 1000 g من الماء. والتركيز المولالي المطلوب هو 0.06 m، أي حوالى 1/20 من تلك القيمة (1 m). لذا، نتوقّع أن تكون كتلة KI أقلّ من كتلته المولية.

10.2 مناقشة

اكتب معادلة التخفيف على السبّورة $C_1V_1 = C_2V_2$ ووضّح أنّه بالتعويض عن C في المعادلة، تتلاشى الحجوم ويتبقّى عدد المولات. اكّد للطلّاب أنّه بتخفيف المحلول، فإنّ عدد المولات الابتدائية هو نفسه عدد المولات النهائية، ثمّ اعط أمثلة متعدّدة مستخدمًا معادلة التخفيف. على سبيل المثال، اسأل الطلّاب عن عدد الميلليلترات من محلول $KMnO_{4(aq)}$ مولاريته 0.2 M التي تلزم لتحضير 100 mL من $KMnO_{4(aq)}$ مولاريته 0.01 M؟ **[5 mL]**

11.2 نشاط [يجري الطالب نشاط (4) ص 23]

ذكّر الطلّاب بالنشاط الذي قاموا به لتحضير محاليل قياسية من السكّروز. وفي هذا النشاط، تمّ تحضير كلّ محلول بطريقة مطلقة من دون الاعتماد على محلول آخر. اسأل الطلّاب عن وجود طريقة أخرى فاعلة لتحضير المجموعة نفسها من المحاليل القياسية **[نعم، من خلال عمل تخفيفات متسلسلة.]**

قم بعمل استعراض عملي تستخدم فيه 4 أنابيب اختبار سعتها 20 mL. ضع 10 mL من محلول سكّروز 0.5 M في أنبوب الاختبار الأوّل، و5 mL من الماء في كلّ من الأنابيب الأخرى. وباستخدام ماصّة حجمية 10 mL، انقل 5 mL من محلول السكّروز 0.5 M إلى الأنبوب الثاني واخلط محتويات الأنبوب جيّدًا. كرّر الخطوة السابقة للأنبوبين الثالث والرابع، واطلب إلى الطلّاب حساب مولارية كلّ من المحاليل الناتجة.

تُستخدَم التخفيفات المتسلسلة لتحضير محاليل مخفّفة للغاية مثل محلول 0.000001 M سكّروز، وذلك لتلاشي الخطأ الذي يمكن أن ينشأ من قياس حجم صغير جدًّا من محاليل ذات تركيزات عالية جدًّا.

3. قيِّم وتوسَّع

1.3 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

اطلب إلى الطلّاب كتابة فقرة لوصف مميّزات وعيوب استخدام طريقة النسب المئوية للتعبير عن تركيز المحلول، ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- لماذا يريد الكيميائي أن يعرف مولارية المحلول؟ **[أحد الاحتمالات هو أنّه يستطيع أن يضيف كمّيات من المتفاعلات على أسس نظرية، بناء على الحساب الكيميائي لمخلوط التفاعل.]**

اطلب إلى الطلّاب أيضًا كتابة خطوات متسلسلة مرقّمة للخطوات التي يجب اتّباعها لتحضير محلول KCl في الماء مولاريته 1 M.

3.2 الكسر المولي Mole Fraction

يمكن التعبير عن تركيز المحلول بطريقة أخرى، وهي **الكسر المولي Mole Fraction**، وهي **نسبة عدد مولات المذاب أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلّي لكلّ من المذيب والمذاب**. يحتوي المحلول على n_A مول من المذاب (A) وn_B مول من المذيب (B). ويعبّر عن الكسر المولي للمذاب (X_A) والكسر المولي للمذيب (X_B) كما يلي:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \; ; \; X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

مثال (4)

احسب الكسر المولي لكلٍ من السكّروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) والماء (H_2O) في المحلول المائي الذي نتج عن إذابة 5 g من السكّروز في 100 g من الماء.

(معطى: M.wt. ($C_{12}H_{22}O_{11}$) = 342.8 g/mol ، M.wt. (H_2O) = 18 g/mol)

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.**

المعلوم:	غير المعلوم:
$m_s(C_{12}H_{22}O_{11}) = 5$ g	الكسر المولي للسكّروز $X_A = ?$
$m_{solvent}(H_2O) = 100$ g	الكسر المولي للماء $X_B = ?$

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

احسب عدد مولات السكّروز n_A والماء n_B

$$n_A = \frac{m_s}{M.wt.\,(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{5}{342.8} = 0.0146 \text{ mol}$$

$$n_B = \frac{m_{solvent}}{M.wt.\,(H_2O)} = \frac{100}{18} = 5.56 \text{ mol}$$

احسب الكسر المولي

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{0.0146}{5.57} = 0.0026$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B} = \frac{5.56}{5.57} = 0.9974$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

مجموع الكسر المولي $X_A + X_B$ يساوي 1، وبالتالي القيمتان X_A و X_B مقبولتان.

4.2 التخفيف Dilution

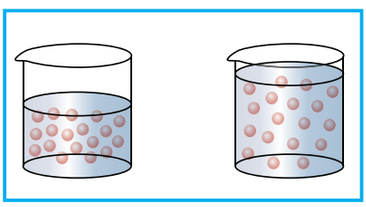
غالبًا ما تتوفّر في المختبرات الدراسية محاليل قياسية معلومة مولاريتها بدقّة. لكن نحتاج أحيانًا إلى تحضير محلول مخفّف، بحيث يختلف تركيزه عن تركيز المحلول القياسي، وذلك بتخفيف المحلول القياسي بالمذيب. والتخفيف الموضّح في الشكل (44) يقلّل عدد مولات المذاب في وحدة الحجم، لكنّ العدد الكلّي لمولات المذاب في المحلول تبقى كما هي. لذلك يكون عدد مولات المذاب قبل التخفيف مساوٍ لعدد مولات المذاب بعد التخفيف.

عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف

نعلم أيضًا أنّ: $C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C \times V$

لذلك يمكننا أن نكتب:

$$n(\text{solute})_0 = n(\text{solute})_1$$
$$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$
الحالة الجديدة — الحالة القياسية



شكل (44)
يحتوي المحلول المركّز على مقدار أكبر نسبيًا من المذاب في كمّية معيّنة من المحلول، ويحتوي المحلول المخفّف على كمّية أصغر نسبيًا من المذاب. فالمحلول المركّز يحتوي على عدد أكبر من جسيمات المذاب لكلّ وحدة حجمية من المحلول بالمقارنة مع المحلول المخفّف. لذلك، تقلّل إضافة المذيب إلى المحلول المركّز من تركيزه، لكنّ العدد الكلّي من مولات المذاب يبقى ثابتًا.

2.3 إعادة التعليم

الكثير من الملصقات التي تُلصَق على المنتجات تعطي مكوّنات المنتج بالنسب المئوية. يتكوّن عصير الفاكهة والموادّ الغذائية الجافّة من حبوب نباتية مثل الذرة والأرزّ واللبن. اقرأ التركيزات المعطاة على الملصقات لكلّ منتج واكتبها على السبورة، ثمّ وضِّح للطلّاب ماذا تعني هذه التركيزات في ضوء مفاهيم النسبة المئوية الكتلية والنسبة المئوية الحجمية.

إجابات أسئلة الدرس 2–3

1. يمكن إيجاد قيمة المولارية بتقسيم عدد مولات المذاب على عدد لترات المحلول.
2. يُضاف المذيب للمحلول المركّز حتّى نحصل على المولارية المطلوبة.
3. النسبة المئوية الحجمية تساوي حجم المذاب / حجم المحلول، والنسبة المئوية الكتلية تساوي كتلة المذاب بالجرام/ كتلة المحلول بالجرام.
4. (أ) 0.627 M $CuSO_4$
   (ب) 0.040 M $NaHCO_3$
5. 125 mL
   - 2.5 mL
   - 0.80 L

مثال (5)

كم عدد المِلّيلترات من محلول $MgSO_4$ مولاريته 2 M اللازم لتحضير 100 mL $MgSO_4$ مولاريته 0.4 M؟

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.**

المعلوم:

$C_1 = 2\ M\ MgSO_4$

$C_2 = 0.4\ M\ MgSO_4$

$V_2 = 100\ mL\ MgSO_4$

القانون المُستخدَم: $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

غير المعلوم:

حجم محلول $MgSO_4$ مولاريته 2 M = ? mL

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

$$V_1 = \frac{C_2 \times V_2}{C_1}$$

$$V_1 = \frac{0.4\ M \times 100\ mL}{2\ M} = 20\ mL$$

الكمّية التي يجب أخذها من محلول $MgSO_4$ المركّز هي 20 mL، ويجب تخفيفها بكمّية كافية من الماء المقطّر ليصل الحجم إلى 100 mL.

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

تركيز المحلول المركّز الأصلي أكبر بمقدار خمسة أمثال تركيز المحلول المطلوب تحضيره. ولأنّ مولات كلّ من المحلولين متماثلة، فمن المنطقي أن يساوي حجم المحلول الأصلي المركّز الذي يجب أخذه 1/5 حجم المحلول النهائي للمحلول المخفَّف المُراد تحضيره.

تجدر الإشارة إلى أنّ المحلول القياسي مهمّ جدًّا في مختبر المدرسة، إذ من خلاله نستطيع تحضير الكثير من المحاليل ذات تراكيز مختلفة. وهذا المحلول معروف تركيزه بدقّة. يمكن تحضير هذه المحاليل القياسية بوزن كمّية من المذاب النقي ونقله إلى كأس زجاجي يحتوي على ماء، وتحريكه حتّى يذوب، ثمّ نقله إلى الدورق المستدير مسطّح القاعدة. بعدها يُغسَل الكأس الزجاجي فوق الدورق، ثمّ يُضاف المذيب إلى الدورق المستدير مسطّح القاعدة حتّى يصل مستوى المذيب إلى العلامة على عنق الدورق.

مراجعة الدرس 2–3

1. كيف يمكنك حلّ مسائل المحاليل التي تتضمّن استخدام المولارية في حلّها؟
2. وضّح كيف يمكنك تحضير المحاليل المخفّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا معلومة المولارية.
3. ميّز بين النسبة المئوية الحجمية (V/V) والنسبة المئوية الكتلية (m/m) للمحاليل.
4. احسب مولارية كلّ من المحاليل التالية:
   - 4 L من محلول كبريتات النحاس تحتوي على 400 g $CuSO_4$، علمًا أنّ كتلته المولية هي 159.62 g/mol.
   - 1500 mL من محلول بيكربونات الصوديوم تحتوي على 0.06 mol $NaHCO_3$، علمًا أنّ كتلته المولية هي 84 g/mol.
5. إذا توافرت لديك المحاليل المركّزة التالية:
   - محلول NaCl مولاريته 2 M
   - محلول KNO_3 مولاريته 4 M
   - محلول $MgSO_4$ مولاريته 0.5 M

   فاحسب الحجوم التي يلزم تخفيفها من المحاليل السابقة لتحضير المحاليل التالية:
   - 500 mL NaCl مولاريته 0.5 M
   - 50 mL KNO_3 مولاريته 0.2 M
   - 2 L $MgSO_4$ مولاريته 0.2 M

   علمًا أنّ:
   - M.wt. (NaCl) = 58.44g/mol
   - M.wt. (KNO_3) = 101.1g/mol
   - M.wt. ($MgSO_4$) = 120.36g/mol

الدرس 2-4 الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل

الأهداف:
- يحسب الكتلة المولية لمركّب جزيئي بمعرفة الانخفاض في درجة تجمّد المركّب أو الارتفاع في درجة غليانه.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض، داتاشو

صفحات الطالب: من ص 70 إلى ص 73

صفحات الأنشطة: من ص 25 إلى ص 26

عدد الحصص: 3

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرأون التعليق المصاحب لها، ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- لماذا تؤدّي إضافة الملح للماء إلى ارتفاع درجة الغليان؟

[الملح مادّة مذابة غير متطايرة تتفكّك إلى أيونات في الماء، والأيونات الذائبة تؤدّي إلى خفض ضغط المحلول البخاري. وبما أنّ درجة الغليان هي درجة الحرارة التي يتساوى عندها كلّ من الضغط البخاري للسائل مع الضغط الخارجي، لا بدّ إذًا من إضافة كمّية من الحرارة للمحلول لجعله يصل إلى درجة الغليان.]

اشر هنا إلى أنّ أوعية الضغط (البريستو) المُستخدَمة في الطهي تعمل بحسب المبدأ نفسه. فزيادة الضغط الخارجي ترفع درجة غليان الماء، ما يؤدّي إلى طهو الطعام على درجات حرارة مرتفعة.

- كيف يمكن حساب الارتفاع في درجة غليان محلول مائي؟

[قيمة الارتفاع في درجة غليان محلول تُنسَب للمذيب النقي، وهي تتناسب طرديًّا مع عدد جسيمات المذاب لكلّ عدد مولات ثابت من المذيب. لاحظ أنّ 1 kg من الماء السائل النقي يحتوي على حوالى 55.6 mol، وهكذا فإنّ الكتلة تُعرّف عددًا ثابتًا من مولات المذيب.]

2. علِّم وطبِّق

2.1 مناقشة

اكتب على السبّورة التعبيرات والجمل التي تعرّف كلًّا من المولارية والمولالية، وقارن بين العلاقات والكمّيات الكيميائية في كلّ تعبير، موضّحًا أنّ المولارية يُرمز لها بالرمز (M) والمولالية بالرمز (m). واشرح أنّ مولالية المحلول لا تتغيّر مع درجة الحرارة لأنّ كتلة المذيب لا تتغيّر. وعلى عكس ذلك، فإنّ مولارية المحلول تتغيّر مع درجة الحرارة لأنّ السائل يستطيع أن يتمدّد وينكمش. وعند دراسة الخواصّ المجمّعة مثل الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمّد، يُفضَّل أن يُستخدَم التركيز الذي لا يعتمد على درجة الحرارة، أي المولالية.

الأهداف العامة
- يحسب الكتلة المولية لمركّب جزيئي بمعرفة الانخفاض في درجة تجمّد المركّب أو الارتفاع في درجة غليانه.

شكل (45)
شاحنة مخصّصة لرش الملح على الطرقات لمنع تكوّن الجليد.

يتطلّب طهي وجبات كثيرة من الطعام إضافة كمّيات صغيرة من الملح للماء الذي يُستخدَم في عملية الطهي، فمعظم الناس يفضّلون مذاق الطعام المملَّح. ما هو التأثير الآخر للملح على عملية الطهي؟

في الكثير من المناطق التي يكون شتاؤها باردًا وتنخفض فيها درجات الحرارة إلى ما دون الصفر، تضطرّ السلطات المحلّية إلى رشّ الطرقات بالملح الصلب لمنع تكوّن الجليد عليها (شكل 45)، وذلك للحدّ من حوادث الانزلاق. ويشتري سائقو السيّارات مادّة مضادة للتجمّد (Anti–gel) ويفرغونها في مبرّد السيارة لتجنّب تجمّد المياه فيه، فيصبح تشغيل المحرّك مستحيلًا. ما هي أسباب هذه التأثيرات التي تخفّض درجة التجمّد؟

1. الخواصّ المُجمَّعة (التجمّعية) Colligative Properties

في معظم المحاليل التي تُحضَّر في المختبر، يُستخدَم الماء المقطَّر كمذيب. هذا السائل لديه درجة تجمّد ثابتة هي 0 °C، ودرجة غليان ثابتة هي 100 °C. لكنّ الاختبارات أظهرت أنّ إضافة مذاب لمذيب يغيّر الخواصّ الفيزيائية لهذا السائل. يُلاحظ هذا التغيّر في انخفاض الضغط البخاري وارتفاع درجة الغليان وانخفاض درجة التجمّد. تُعرَف هذه التغيّرات بالخواصّ المُجمَّعة Colligative Properties (في محلول يحتوي على موادّ غير إلكتروليتية و غير متطايرة) وهي تتأثّر بعدد جزيئات المذاب بالنسبة إلى عدد جزيئات المذيب.

2.2 استخدام وسيلة مرئية

اعرض الشكل (46) على شاشة عرض كبيرة (جهاز عرض).
اطلب إلى الطلاب التركيز على المنحنى (أ) ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- أيّ من السوائل الموضّحة في المنحنى (أ) يملك الضغط البخاري الأعلى عند درجة حرارة 30 °C؟ حدّد قيمة هذا الضغط.

[يوضّح المنحنى (أ) في الشكل (46) أنّ ثاني إيثيل إيثر يملك الضغط البخاري الأعلى عند درجة حرارة 30 °C. تساوي قيمة هذا الضغط 1.00 atm تقريبًا.]

أشر للطلاب أنّ جزيئات السوائل تميل إلى التبخّر فتشكّل ضغطًا على الهواء الجوّي نتيجة لتصاعدها. أشر إلى أنّ هذا الضغط يُسمّى الضغط البخاري وهو يزداد مع ارتفاع درجة الحرارة.
ذكّر الطلاب بالصيغة الجزيئية لكلّ من إيثيل الكحول C_2H_5OH وثاني إيثيل إيثر $(C_2H_5)_2O$ وبكتلتيهما المولتين:

$$M.wt.\ (C_2H_5OH) = 46\,g/mol$$

$$M.wt\ ((C_2H_5)_2O) = 74\,g/mol$$

وجّه إليهم السؤال التالي:

- لماذا الضغط البخاري لثاني إيثيل إيثر يفوق الضغط البخاري لإيثيل الكحول عند درجة حرارة معيّنة عندما يتساوى عدد مولاتهما $(n = 1\,mol)$؟

[يتميّز إيثيل الكحول باحتوائه على مجموعة الهيدروكسيل OH– التي تسمح بتكوين رابطة هيدروجينية تجعل الروابط بين جزيئات إيثيل الكحول قوية. في حين ترتبط، جميع ذرّات الهيدروجين، في حالة ثاني إيثيل إيثر، بذرّات الكربون في الجزيء لذلك لا يمكن للرابطة الهيدروجينية أن تتكوّن في الإيثرات. وبالتالي تكون الروابط في هذا الجزيء أضعف من تلك الموجودة بين جزيئات إيثيل الكحول فيتبخّر عند درجة حرارة أدنى ويزداد الضغط البخاري.]

لتوضّح تأثير الرابطة الهيدروجينية في الضغط البخاري يمكنك مقارنة ثاني ميثيل إيثر بإيثيل الكحول.
يملك هذان المركّبان الصيغة الجزيئية نفسها (C_2H_6O) أي يملكان الكتلة ذاتها $(M.wt.\ (C_2H_6O) = 46\ g/mol)$.
مع ذلك، نجد، عند حرارة الغرفة، ثاني ميثيل إيثر (لا يحتوي على رابطة هيدروجينية) في الحالة الغازية في حين نجد إيثيل الكحول (يحتوي على رابطة هيدروجينية) في الحالة السائلة.

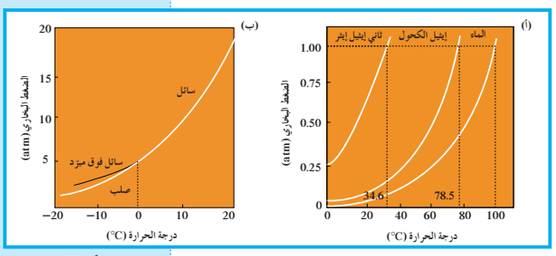
3.2 نشاط [يجري الطالب نشاط (5) ص 25]

قد يعتقد بعض الطلّاب أنّ درجات التجمّد ودرجات الغليان يمكن أن تنخفض أو ترتفع بلا نهاية. وضّح لهم أنّ تركيز المذاب السائل، مثل جليكول الإيثيلين، يزداد فيصل إلى نقطة تكون كمّية المذاب عندها أكبر من كمّية المذيب، فيصبح جليكول الإيثيلين المذيب، ويصبح الماء هو المذاب.

فعند إضافة القليل من مادّة غير متطايرة وغير إلكتروليتية إلى الماء، يقلّ الضغط البخاري وترتفع درجة الغليان عن 100 °C وتنخفض درجة التجمّد عن 0 °C.
غالبًا ما يكون الارتفاع في درجات الغليان والانخفاض في درجات التجمّد قيمًا صغيرة للغاية.

1.1 الانخفاض في الضغط البخاري
Decrease in Vapour Pressure

الضغط البخاري هو ضغط البخار على السائل عند حدوث حالة اتزان بين السائل وبخاره عند درجة حرارة معيّنة.
لكلّ سائل نقي ضغط بخاري معيّن عند درجة حرارة معيّنة كما هو موضّح في الشكل (46). لكن ماذا يحدث عند إذابة مادّة غير متطايرة وغير إلكتروليتية (مركّب تساهمي) في مذيب سائل؟ في هذه الحالة سوف يقلّ الضغط البخاري للمحلول عن الضغط البخاري للسائل النقي عند درجة الحرارة نفسها، ويرجع ذلك إلى أنّ بعض جسيمات المذاب تحلّ محلّ بعض جزيئات المذيب الموجودة على سطح المحلول وبالتالي يقلّ عدد جزيئات المذيب التي يمكنها الانطلاق إلى الحالة الغازية فيقلّ، في هذه الحالة، الضغط البخاري للمحلول عن الضغط البخاري للسائل النقي.
يُلاحَظ وجود علاقة طردية بين الضغط البخاري وكلّ من الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمّد.



شكل (46)
يوضّح المنحنى (أ) الضغط البخاري لكلّ من الماء، كحول الإيثيل وثاني إيثيل إيثر. أمّا المنحنى (ب) فيبيّن الضغط البخاري للماء المتجمّد والماء السائل عند درجة حرارة قريبة من 0 °C.

2.1 الارتفاع في درجة الغليان
Boiling–Point Elevation

ترتفع درجة غليان المذيب بإضافة مادّة مذابة غير متطايرة. ويتناسب مقدار الارتفاع في درجة الغليان ΔT_{bp} تناسبًا طرديًّا مع التركيز المولالي، باعتبار أنّ المذاب مركّب جزيئي وغير أيونيّ.

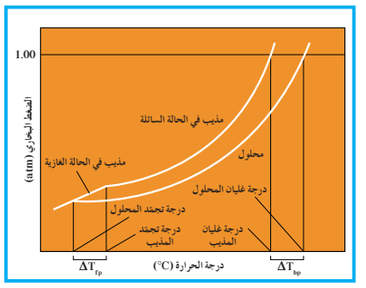
التغيّر في درجة الغليان (ΔT_{bp}) هو عبارة عن الارتفاع في درجة غليان المذيب وتساوي الفرق بين درجة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب النقي (شكل 47)، والمقدار (m) هو التركيز المولالي للمحلول (α m). ΔT_{bp}. وعند حذف علامة التناسب ووضع مقدار ثابت K_{bp} في العلاقة السابقة، نحصل على المعادلة التالية:

$$\Delta T_{bp} = K_{bp} \times m$$

ويُعرف المقدار الثابت (K_{bp}) في المعادلة الأخيرة بثابت الغليان المولالي أو الجزيئي Molal Boiling – Point Elevation Constant، وهو يساوي التغيّر في درجة غليان محلول تركيزه المولالي واحد لمذاب جزيئي وغير متطاير. وتعتمد قيمة المقدار الثابت (K_{bp}) على نوعية المذيب، ووحدة المقدار الثابت هي °C/m.
ويوضّح الجدول (7) قيم ثابت الغليان المولالي للماء وبعض المذيبات الأخرى.

المذيب	K_{bp} (°C/m)
الماء	0.512
الإيثانول	1.19
البنزين	2.53
الهكسان الحلقي	2.79
حمض الأستيك	3.07
الفينول	3.56
نيتروبنزين	5.24
الكافور	5.95

جدول (7)
قيم K_{bp} لبعض المذيبات الشائعة



شكل (47)
يوضّح المنحنى ارتفاع درجة غليان محلول ما وانخفاض درجة تجمده مقارنة بمذيب نقي.

وهذا الميل (الاتّجاه) في الخواصّ المجمّعة يبدأ بأن يعكس جليكول الإيثيلين بدلًا من الماء لأنّ المحلول في حقيقة الأمر يصبح مُشبّعًا. لكن حتّى قبل الوصول إلى نقطة التشبّع، قد تصل قيمة بعض الخواصّ المجمّعة فيه إلى القيمة الأقصى لها.

وللتوسّع في الموضوع، حدّد بعض التركيزات المختلفة للطلّاب الخاصّة بمحلول جليكول الإيثيلين (K_{bp} و K_{fp} لجليكول الإيثيلين هما 2.26 °C/m و 3.11 °C/m على الترتيب). اعطِ الطلّاب الفرصة بحساب قيم درجة الغليان ودرجة التجمّد لكلّ تركيز. ثم اطلب إليهم تحضير محاليل بالتركيزات المحدّدة، واستخدام قياس الارتفاع في درجة الغليان، ومقارنة القيم المحسوبة مع القيم التجريبية. اطلب إليهم أيضًا أن يقترحوا أسباب وجود أيّ فروق ملحوظة (اختر تركيزات من شأنها أن تعطي فروقًا بسبب أخطاء في إجراء التجربة).

3. قيّم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

وجّه السؤالين التاليين إلى الطلّاب:

- ثمّة محلولان أعدّا بإضافة جلوكوز إلى الماء في الأوّل وإضافة الكمية نفسها من السكروز إلى الماء في الثاني. أيّهما يملك درجة الغليان الأعلى؟

[تفوق كتلة السكروز المولية كتلة الجلوكوز المولية ما يعني أنّ عدد مولات الجلوكوز في المحلول يفوق عدد مولات السكروز وأنّ مولالية محلول الجلوكوز أكبر وبالتالي درجة غليان محلول الجلوكوز أعلى.]

- ما أهمية التمييز بين المركّبات غير المتطايرة والمركّبات المتطايرة عند مناقشة خواصّ مجمّعة معينة؟

[يمكن أن تتبخّر الموادّ المذابة المتطايرة بسرعة على درجات الحرارة الأعلى التي يمكن أن تغيّر التركيز المولالي للمحلول.]

2.3 إعادة التعليم

اشرح للطلّاب كيف أنّ الخواصّ المجمّعة مثل الضغط والانخفاض في درجة التجمّد يمكن استخدامها كطريقة صحيحة ومقنعة لتقدير الكتلة المولية لمركّبات أوزانها الجزيئية كبيرة مثل البروتين.

إجابات أسئلة الدرس 2–4

1. $$\Delta T_{fp} = K_{fp} \times m = K_{fp} \times \frac{n}{\text{kg solvent}}$$

$$= K_{fp} \times \frac{m}{\text{M.wt.} \times \text{kg solvent}}$$

$$0.27 = (1.86) \times \left(\frac{49.63}{\text{M.wt.} \times 1}\right)$$

$$\text{M.wt.} = 342 \text{ g/mol}$$

2. مولالية المحلول تتناسب تناسبًا طرديًّا مع الارتفاع في درجة غليانه والانخفاض في درجة تجمّده

3. $\Delta T_{fp} = K_{fp} \times m$

$$0.56 \text{ °C}$$

مثال (1)

ما هي درجة غليان محلول الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) تركيزه 1.5 m؟

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.**

المعلوم:

التركيز المولالي لمحلول $C_6H_{12}O_6$ = 1.5 m

K_{bp} للماء = 0.512 °C/m

غير المعلوم:

درجة الغليان = ؟°C

احسب قيمة الارتفاع في درجة الغليان ثمّ اضِف الناتج إلى 100 °C.

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

$$\Delta T_{bp} = K_{bp} \times m$$

$$0.512 \frac{°C}{m} \times 1.5 \text{ m} = 0.77 °C$$

درجة غليان هذا المحلول:

$$100 °C + 0.77 °C = 100.77 °C$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنى؟**

تزداد درجة الغليان بمقدار 0.5 °C تقريبًا لكلّ مولال من المحلول، وبالتالي فإنّ التغيّر الكلّي الحاصل في درجة الغليان قيمته مقبولة.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. ما هي درجة غليان محلول يحتوي على 1.25 mol $C_2H_4(OH)_2$ في 1400 g من الماء؟ علمًا أنّ K_{bp} للماء تساوي 0.512 °C/m.

الحلّ: 100.45 °C

2. ما هي كتلة سكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) اللازمة للذوبان في 1500 g من الماء لرفع درجة الغليان بمقدار 0.2 °C؟ علمًا أنّ الكتلة المولية للسكروز تساوي 342 g/mol.

الحلّ: 200 g سكروز

3.1 الانخفاض في درجة التجمّد Freezing–Point Depression

يمكنك أيضًا حساب الانخفاض في درجة تجمّد المحلول باستخدام المعادلة التالية:

$$\Delta T_{fp} = K_{fp} \times m$$

يمثّل التغيّر في درجة التجمّد (ΔT_{fp}) الانخفاض في درجة تجمّد المذيب، ويساوي الفرق بين درجة تجمّد المحلول ودرجة تجمّد المذيب، والمقدار (m) هو التركيز المولالي للمحلول. **ويُعرف المقدار الثابت (K_{fp}) بثابت التجمّد المولالي (الجزيئي) Molal Freezing–Point Depression Constant، وهو يساوي التغيّر في درجة تجمّد محلول تركيزه مولالي واحد لمذاب جزيئي وغير متطاير.** ووحدة المقدار الثابت K_{fp} هي °C/m. يوضّح الجدول (8) قيم ثابت التجمّد المولالي للماء وبعض المذيبات الأخرى.

المذيب	K_{fp} (°C/m)
الماء	1.86
حمض الأستيك	3.90
البنزين	5.12
نيتروبنزين	7.00
الفينول	7.40
الهكسان الحلقي	20.20
الكافور	37.70

جدول (8)
قيم K_{fp} لبعض المذيبات الشائعة

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. تنخفض درجة تجمّد الماء إلى 0.390 °C− عندما يُذاب 3.9 g من مذاب جزيئي وغير متطاير في 475 g من الماء. احسب الكتلة المولية للمذاب.

الحلّ: 39.2 g/mol

2. محلول يحتوي على 16.9 g من مركّب جزيئي وغير متطاير في 250 g من الماء، ودرجة تجمّده 0.744 °C−. ما هي الكتلة المولية للمذاب؟

الحلّ: 169 g/mol

مراجعة الدرس 2–4

1. أُذيب 49.63 g من مركّب غير إلكتروليتي في 1 kg من الماء، علمًا أنّ درجة تجمّد هذا المحلول هي 0.27 °C−. احسب الكتلة المولية لهذا المركّب، علمًا أنّ K_{fp} = 1.86 °C/m.
2. وضّح كيف يرتبط كلّ من الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمّد بالمولالية.
3. احسب درجة تجمّد محلول عند إذابة 12 g رابع كلوريد الكربون في 750 g بنزين عطري (درجة تجمّده 5.48 °C)، علمًا أنّ كتلته المولية هي 154 g/mol و K_{fp} تساوي 5.12 °C/m.

الملخّص

وجِّه الأسئلة التالية لمساعدة الطلّاب على تلخيص المعلومات التي تحتوي عليها الوحدة:

◄ ما هي العوامل التي تؤثّر على ذوبان مذاب ما ومعدّل ذوبانيته؟
[طبيعة المذاب الكيميائية بالإضافة إلى المذيب، درجة الحرارة، التقليب وحجم الجسيم.]

◄ قارن بين المحاليل غير المُشبّعة والمُشبّعة وفوق المُشبّعة؟ (تأكّد من ذكر الطلّاب للاتّزان الديناميكي في المحاليل المُشبّعة).

◄ اكتب أسماء أربع طرائق للتعبير عن تركيز مادّة مذابة.
[$\frac{V}{V}$ %، المولالية، المولارية والكسر الجزيئي]

◄ ما هي الخواصّ المجمّعة؟
[هي الخواصّ الطبيعية للمحلول التي تعتمد اعتمادًا رئيسيًّا على عدد الجسيمات المذابة.]

إضافة

كلّف الطلّاب بكتابة بحث يوضّح الدور الذي يؤدّيه كلّ من الذوبانية والخواصّ المجمّعة في وظائف أعضاء جسم الإنسان، علوم البيئة، نموّ النباتات وفي الصناعة (مثل عملية الغسل الكلوي، محطّات تحلية المياه، نموّ النباتات).

مراجعة الوحدة الثانية

المفاهيم

امتزاج	Miscible	تركيز المحلول	Solution Concentration
ثابت الغليان المولالي	Molal Boiling–Point Elevation Constant	ثابت التجمّد المولالي	Molal Freezing–Point Depression Constant
ذوبانية	Solubility	الخاصّية المجمّعة	Colligative Property
قانون هنري	Henry's Law	قواعد الذوبانية	Laws of Solubility
الكسر المولي	Mole Fraction	عدم الامتزاج	Immiscible
محلول غير متجانس	Heterogeneous Solution	محلول غروي	Colloid Solution
محلول متجانس	Homogeneous Solution	محلول فوق مُشبَّع	Supersaturated Solution
محلول مركز	Concentrated Solution	محلول مخفَّف	Diluted Solution
محلول معلَّق	Suspension Solution	محلول مُشبَّع	Saturated Solution
مذاب	Solute	مذيب	Solvent
مركّبات إلكتروليتية	Electrolytes	مركّبات غير إلكتروليتية	Non–electrolytes
معادلة أيونية نهائية	Net Ionic Equation	معادلة نهائية لتفاعل الترسيب	Net Equation of Precipitation Reaction
المولالية (m)	Molality	المولارية (M)	Molarity
النسبة المئوية الكتلية	Mass Percentage	النسبة المئوية الحجمية	Volume Percentage

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1–1) الماء كمذيب قوي

جزيء الماء مكوَّن من رابطة تساهمية بين الأكسجين والهيدروجين وله خاصّية قطبية، ما يعزّز قدرته على الإذابة.

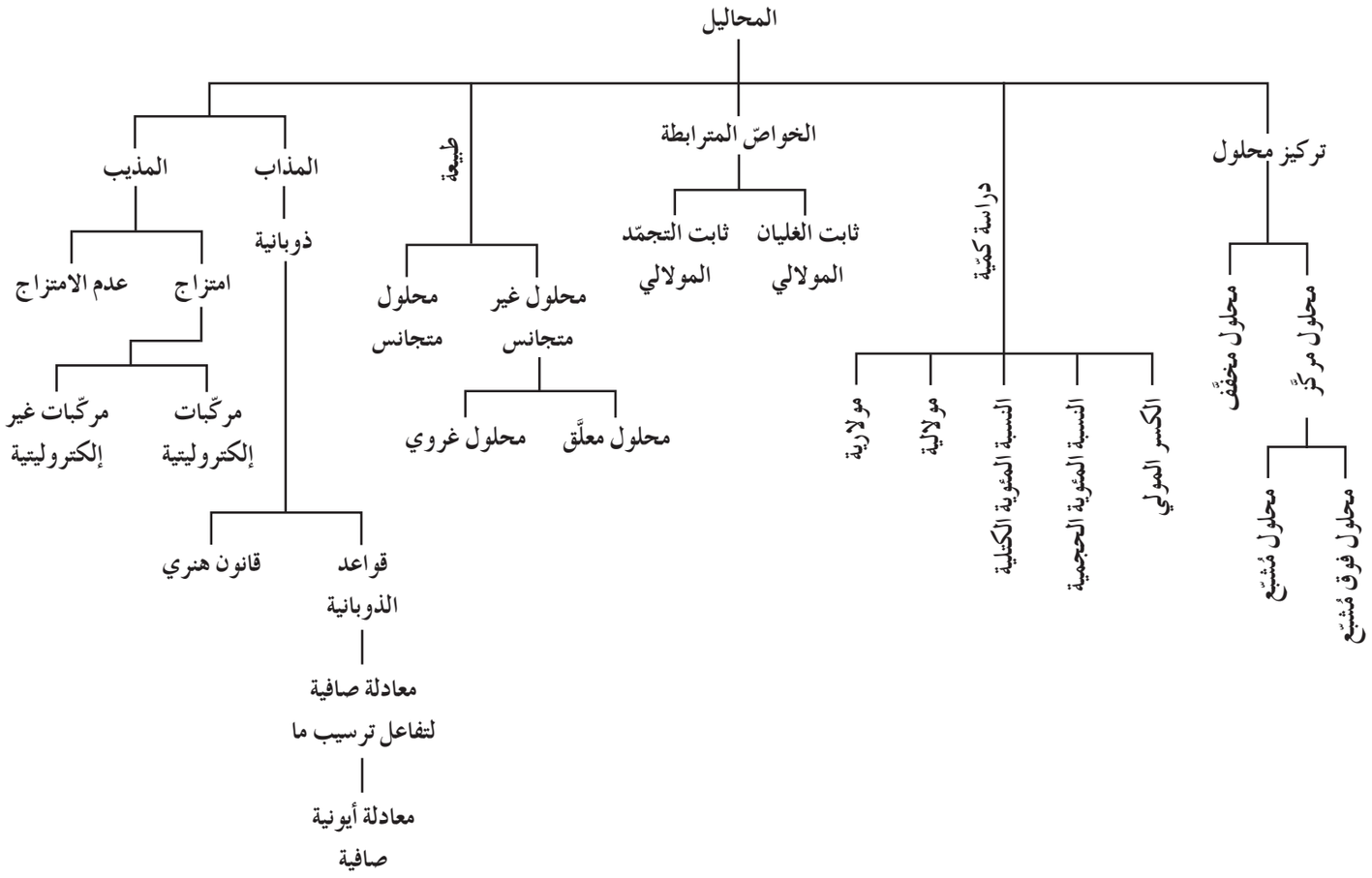
(1–2) المحاليل المائية

- يتأثّر معدّل ذوبان المذاب بعدّة عوامل منها: درجة حرارة المذيب وحجم جسيمات المذاب ورجّ المحلول.
- يمتزج سائلان إذا ذاب أحدهما في الآخر، ولا يمتزجان إذا لم يذب أحدهما في الآخر.
- تؤثّر تغيّرات الحرارة والضغط لنظام ما على ذوبانية المادّة المذابة.
- المركّبات الإلكتروليتية هي مركّبات توصل التيّار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة. أمّا المركّبات غير الإلكتروليتية، فهي لا توصل التيّار الكهربائي في أيّ من الحالتين السابقتين.

(1–3) الأنظمة المائية غير المتجانسة

- المواد المعلَّقة هي جسيمات في خليط غير متجانس تترسّب في قاع الإناء إذا تُركت لفترة من الزمن.

75



- الغرويات هي جسيمات يتراوح قطرها بين 1 nm و 1000 nm ، ولا تترسّب إذا تركت لفترة طويلة.
- ظاهرة تندال هي ظاهرة تقوم فيها جسيمات الغرويات بتشتيت الضوء المرئي في جميع الاتّجاهات.

(2–1) التفاعلات في المحاليل المائية

- عند مزج محلولين مائيين، يمكن توقّع تكوّن راسب من خلال المعادلة الكيميائية.
- تُستعمَل قواعد الذوبانية لتوقّع معرفة راسب.

(2–2) العوامل المؤثّرة على الذوبانية في المحاليل

- عدّة عوامل تؤثّر على ذوبانية بعض المركّبات منها: الخلط، الطحن، درجة الحرارة والضغط.

(2–3) تركيب المحاليل

- يُعبّر عن الكمّيات النسبية للمذاب والمذيب في المحلول بالتركيز المولاري والنسبة المئوية للمكوّنات والتركيز المولالي والكسر المولي.
- تتناسب كلّ خاصّية مترابطة تناسبًا طرديًّا مع عدد الجزيئات أو الأيونات المتواجدة في المحلول.
- المولالية هي عدد مولات المذاب لكلّ كيلوجرام من المذيب. الكسر المولي لمادّة في محلول يساوي عدد مولات المادّة مقسومًا على العدد الكلّي لمولات جميع المواد في المحلول.

(2–4) الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجتمّعة للمحاليل

- التغيّر في درجة الغليان ΔT_{bp} هو عبارة عن الارتفاع في درجة غليان المذيب، وتساوي الفرق بين درجة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب، والمقدار m هو التركيز المولالي للمحلول.

$$\Delta T_{bp} = K_{bp} \times m$$

- التغيّر في درجة التجمّد ΔT_{fp} هو عبارة عن الانخفاض في درجة تجمّد المذيب، ويساوي الفرق بين درجة تجمّد المحلول ودرجة تجمّد المذيب، والمقدار m هو التركيز المولالي للمحلول.

$$\Delta T_{fp} = K_{fp} \times m$$

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل التالي لرسم خريطة تنظّم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة.

تحقق من فهمك

1. المذيب هو المادّة التي يذوب فيها المذاب.
2. التصادمات العشوائية لجزيئات المذيب مع جسيمات المذاب تنتج عنها قوّة كافية للتغلّب على الجاذبية.
3. السوائل التي تمتزج تذوب في بعضها، أمّا السوائل التي لا تمتزج فلا تذوب في بعضها.
4. الذوبانية هي كمّية المذاب التي تذوب في كمّية معينة من المذيب لتكوين محلول مُشبّع عند درجة حرارة معينة. المحلول المُشبّع يحتوي على أكبر كمّية ممكنة من المذاب عند تلك الدرجة. المحلول غير المُشبّع يحتوي على كمّية أقلّ من المذاب الذي يحتويه المحلول المُشبّع.
5. $AgNO_3$ 540 g
6. تتبلور جسيمات المذاب.
7. كلّا، لأنّه إذا كان هناك مذاب غير قابل للذوبان، فالزيادة منه سوف تخرج من المحلول.
8. 0.0156 g/L
9. (أ) KCl 1.3 M
   (ب) $MgCl_2$ 0.33 M
10. (أ) NaCl 0.5 mol و NaCl 29.25 g
    (ب) KNO_3 1 mol و KNO_3 101.1 g
    (ج) $CaCl_2$ 0.025 mol و $CaCl_2$ 2.8 g
11. (أ) 100.26 °C
    (ب) 100.76 °C
12. اضف H_2O 27 g إلى CH_3OH 32 g
13. محلول 1 M: 1 mol من المذاب في 1 L من المحلول
    محلول 1 m: 1 mol من المذاب في 1000 g من المذيب
14. (أ) 1.48 °C
    (ب) 11.16 °C
15. $\Delta T_{bp} = 4.74$ °C ، $\Delta T_{fp} = 9.6$ °C
16. الكسر المولي لـ $NaHCO_3$ هو 0.019 وللماء 0.981 ومولالية المحلول 1.1 m.
17. الكسر المولي لـ NaCl = 0.00269
    الكسر المولي للماء = 0.997

أسئلة مراجعة الوحدة 2

تحقق من فهمك

1. ميّز المكوّنين اللذين يتكوّن منهما المحلول واذكر اسمهما.
2. اشرح لماذا لا يستقرّ المكوّن الذائب في قاع المحلول.
3. وضّح معنى كلّ من الامتزاج وعدم الامتزاج.
4. عرّف كلًّا ممّا يلي: الذوبانية، محلول مُشبّع، محلول غير مُشبّع.
5. ما هي كتلة $AgNO_3$ التي يمكن إذابتها في 250 g من الماء عند درجة 20 °C (ذوبانية $AgNO_3$ عند درجة 20 °C تُساوي 216 g/ 100 g H_2O)؟
6. ما هي التغيّرات التي يمكن ملاحظتها عند تبريد محلول مُشبّع من نيترات الصوديوم؟
7. هل يمكن اعتبار المحلول فوق مُشبّع إذا احتوى على جزء من المادّة المذابة غير ذائبة؟ فسّر إجابتك.
8. ذوبانية غاز الميثان (المكوّن الرئيسي للغاز الطبيعي) في الماء عند درجة 20 °C وضغط 1 atm تساوي 0.026 g/L. ما هي ذوبانية الغاز عند 0.6 atm باعتبار أنّ درجة الحرارة ثابتة.
9. احسب مولارية كلّ من المحاليل التالية:
   (أ) KCl 1 mol في 750 mL من المحلول. (ب) $MgCl_2$ 0.5 mol في 1.5 L من المحلول.
10. احسب عدد المولات والجرامات من المذاب في كلّ من المحاليل التالية:
    (أ) 1 L من محلول NaCl تركيزه 0.5 M. (ب) 5×10^2 mL من محلول KNO_3 تركيزه 2 M.
    (ج) 250 mL من محلول $CaCl_2$ تركيزه 0.1 M.
11. ما هي درجة غليان كلّ من المحاليل التالية (علمًا أنّ $K_{bp} = 0.512$ °C/m)؟
    (أ) 0.5 mol جلوكوز في 1000 g H_2O. (ب) 1.5 mol $C_2H_6O_2$ في 1000 g H_2O.
12. اشرح كيف يمكنك تحضير محلول ميثانول (CH_3OH) علمًا أنّ الكسر المولي للميثانول في المحلول يساوي 0.4.
13. وضّح الفرق بين محلولين، أحدهما تركيزه 1 M والآخر تركيزه 1 m.
14. ما هي درجة تجمّد كلّ من المحاليل التالية (علمًا أنّ $K_{fp} = 1.86$ °C/m)؟
    (أ) 1.4 mol في 1750 g H_2O. (ب) 0.6 mol $C_{12}H_{22}O_{11}$ في 100 g H_2O.
15. احسب التغيّرات في درجة التجمّد والغليان لمحلول يحتوي على 12 g من النفثالين $C_{10}H_8$ مذاب في 50 g من البنزين (علمًا أنّ $K_{fp} = 5.12$ °C/m و $K_{bp} = 2.53$ °C/m).
16. ذوبانية بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ في الماء عند درجة 20 °C تساوي 9.6 g/100 g H_2O. ما هو الكسر المولي لبيكربونات الصوديوم (كربونات الصوديوم الهيدروجينية) في المحلول المُشبّع؟ وما هي مولاليته؟
    علمًا أنّ: 1 =(H)، 12 =(C)، 16 =(O)، 23 =(Na)
17. إذا اعتبرنا محلول NaCl تركيزه 0.15 m، فما هو الكسر المولي للمذاب والكسر المولي للمذيب في هذا المحلول؟
18. محلول دافئ يحتوي على 50 g KCl مذاب في 130 g من الماء تمّ تبريده إلى 20 °C.
    إذا علمت أنّ ذوبانية KCl في الماء تساوي $\frac{34 \text{ g KCl}}{100 \text{ g } H_2O}$ عند 20 °C، فأجب على الأسئلة التالية:
    (أ) ما هو عدد الجرامات التي تبقى ذائبة من KCl؟
    (ب) ما هو عدد الجرامات التي تترسّب من المحلول؟

أسئلة مراجعة الوحدة 2

18. (أ) $KCl_{(aq)}$ 44.2 g

(ب) $KCl_{(s)}$ 5.8 g

19.

كتلة المذاب	عدد مولات المذاب	حجم المحلول	المولارية
12.5 g	0.069	219 mL	0.317
194.4 g	1.08	2.08 L	0.519
315 g	1.75	1.62 L	1.08

20. غير مُشبّع

21. 85.5 g/mol

22. (أ) $NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH^+_4 + Cl^-$

(ب) $Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + 2NO^-_3$

(جـ) $HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO^-_3$

(د) $Na_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + SO^{2-}_4$

(هـ) $HgCl_2 \xrightarrow{H_2O} Hg^{2+} + 2Cl^-$

23. كلوريد الهيدروجين مركّب قطبي، وجزيئات الماء القطبية تجذب جزيئات HCl، وينشأ عن ذلك التأيّن والذوبانية العالية. المذيبات غير القطبية مثل البنزين لا تتفاعل عمليًّا مع HCl.

24. المعلّق هو خليط ذو جسيمات كبيرة، يترسّب في قاع الإناء إذا تُرك فترة زمنية قصيرة. أمّا الغروي فهو خليط ذو جسيمات متوسّطة الحجم، ولا يترسّب في قاع الإناء إذا تُرك فترة من الوقت.

25. (أ) ماء

(ب) بنزين

(جـ) ماء

19. اكمل الجدول التالي لمحاليل من الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$):

كتلة المذاب	عدد مولات المذاب	حجم المحلول	المولارية
12.5g	.....	219 mL	.....
.....	1.08	.....	0.519
.....	.....	1.62 L	1.08

20. محلول يحتوي على 26.5 g من NaCl في 75 mL من H_2O عند درجة 20 °C. حدّد إذا كان المحلول غير مُشبَّع أو مشبّعًا أو فوق مُشبَّع (ذوبانية NaCl عند درجة 20 °C تساوي $\frac{36\text{ g}}{100\text{ g }H_2O}$، علمًا أنّ 1 mL H_2O = 1 g H_2O).

21. ما هي الكتلة المولية لمركّب غير متأيّن إذا علمت أنّه عند ذوبان 5.76 g من هذا المركّب في 750 g من البنزين يعطي انخفاضًا في درجة تجمّده قدره 0.46 °C؟ (علمًا أنّ K_{fp} = 5.12 °C/m)

22. وضّح بمعادلات بسيطة كيفية تأيّن أو تفكّك الموادّ التالية في الماء:

(أ) NH_4Cl (ب) $Cu(NO_3)_2$ (جـ) HNO_3

(د) Na_2SO_4 (هـ) $HgCl_2$

23. لماذا تكوّن ذوبانية غاز الـ HCl في مذيب قطبي كالماء أكبر من ذوبانيته في مذيب غير قطبي كالبنزين؟

24. اكتب طريقتين للتمييز بين المعلّق والغروي.

25. الماء مذيب قطبي، والبنزين مذيب غير قطبي. حدّد أيًّا من المركّبات التالية يذوب في الماء وأيًّا منها يذوب في البنزين؟

(أ) السكّروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) (ب) الميثان (CH_4) (جـ) كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4)

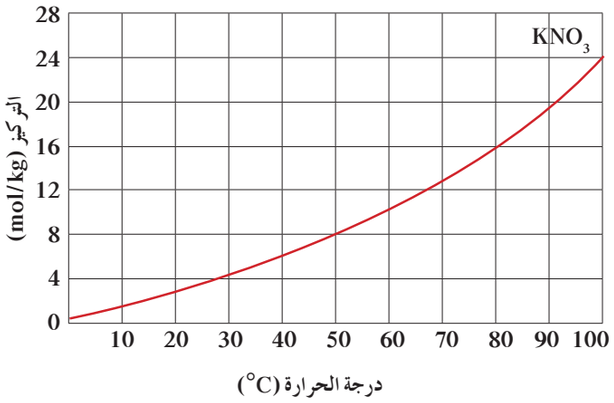
اختبر مهاراتك

1. كم عدد ميلليلترات محلول HNO_3 تركيزه 1.5 M التي تحتوي على كمّية من حمض النيتريك تكفي لإذابة عملة نحاسية قديمة كتلتها 3.94 g؟

$3Cu_{(s)} + 8HNO_{3(aq)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_{2(aq)} + 2NO_{(g)} + 4H_2O_{(l)}$

اختبر مهاراتك

1. لأنّه استخدام عدد المولات لكلّ لتر يسهّل تكوين محلولين بأعداد متساوية من الجسيمات الممثّلة لكلّ حجم معيّن.
2. HCl 0.12 M
3. HNO_3 110.2 mL
4.



(أ) 5 mol/kg : 33 °C ، 15 mol/kg : 76 °C

(ب) 82 °C

(جـ) 30 °C

5. Na_2SO_4 0.09 M
6. تقليب الماء، سحق البلّورة، رفع درجة الحرارة

مشاريع الوحدة

1. إذا كانت التصميمات التي أجراها الطلّاب صحيحة ويسهل تنفيذها عمليًّا، وافق على أن يجري كلّ طالب تجربته.
2. اختبر الخطوات العملية لما صمّمه الطلّاب، وفي حالة ثبوت صحّتها، يمكن تنفيذها في المختبر.
3. سوف تختلف الإجابات.
4. تتغيّر خواصّ جليكول الإيثيلين عند خلطه بالماء، وتتضمّن زيادة درجة الغليان وانخفاض درجة التجمّد. وهناك موادّ كيميائية أخرى بديلة مثل جليكول البروبلين، والتي يمكن أن تكون أقل سمّية.
5. تختلف المشاكل البيئية بين منطقة أخرى. وأحد الأمثلة على البدائل هو نشارة الخشب.

أسئلة مراجعة الوحدة 2

2. إحدى الطرائق للتعبير عن ذوبانية مركّب هي تقدير قيمة عدد مولات المركّب التي تذوب في 1 kg من الماء، وتعتمد الذوبانية عند درجة الحرارة. ارسم رسمًا بيانيًّا لذوبانية نيترات البوتاسيوم (KNO_3) اعتمادًا على النتائج التالية:

درجة الحرارة (°C)	الذوبانية (mol/kg)
0	1.61
20	2.80
40	5.78
60	11.20
80	16.76
100	24.50

استنادًا إلى الرسم البياني الناتج، حدّد ما يلي:

(أ) ذوبانية KNO_3 عند درجة حرارة 76 °C و 33 °C.

(ب) درجة الحرارة التي تساوي الذوبانية عندها 17.6 mol/kg H_2O.

(جـ) درجة الحرارة التي تساوي الذوبانية عندها 4.24 mol/kg H_2O.

3. عيّنة من Na_2SO_4 حجمها 250 mL تفاعلت مع كمّية زائدة من $BaCl_2$. ما هي مولارية Na_2SO_4 إذا ترسّبت كمّية من $BaSO_4$ مقدارها 5.28 g؟
4. افترض أنّك تريد إذابة بلّورة كبيرة من ملح الطعام الصخري (كلوريد الصوديوم الطبيعي) في الماء. صِف ثلاث وسائل تساعدك على إذابتها بسرعة.

مشاريع الوحدة

1. صمّم تجربة لتعيين ذوبانية السكّر في الماء على درجة حرارة الغرفة. إذا وافق المعلّم على تصميمك، اجرِ التجربة ووضّح النتائج لزملائك في الفصل.
2. صمّم تجربة لقياس الانخفاض في درجة تجمّد محلول كلوريد الصوديوم المذاب في الماء. إذا وافق المعلّم على تصميمك، اختبِر ثلاثة محاليل ذات تركيزات مختلفة وسجّل نتائجك في جدول أو رسم بياني.
3. احضِر ثلاثة منتجات من العصائر المختلفة التي تحتوي على السكّر (سكّروز) كإحدى مكوّناتها، على أن تكون كمّيته معلومة في كلّ منتج. احسب مولارية السكّروز الموجودة في كلّ منتج.
4. يُستخدَم جليكول الإثيلين على نطاق واسع كمضادّ للتجمّد في المحرّكات، وبشكل خاصّ في البلاد التي تشهد بردًا قارسًا. ما هي الصفات المميّزة لهذه المادّة التي تجعل استخدامها مفيدًا من الناحية العملية؟ هل هناك موادّ كيميائية أخرى يمكن استخدامها كموادّ مضادّة للتجمّد في المحرّكات؟ وما هي المميّزات التي يمكن توافرها في هذه الموادّ الكيميائية بالمقارنة مع جليكول الإثيلين؟ اكتب تقريرًا مختصرًا عن النتائج التي توصّلت إليها.
5. غالبًا ما يُرشّ الملح على الطرقات المغطّاة بالثلج. اكتب بحثًا عن المشاكل البيئية التي قد تنتج عن ذلك، واقترح بدائل يمكن استخدامها للتحكّم بالثلج الموجود على طرق المدينة.

أسئلة مراجعة الوحدة 2

مخطط الوحدة الثالثة: الكيمياء الحرارية

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
الكيمياء الحرارية	1–1 التغيّرات الحرارية	• تطبيق قانون "هس" للجمع الحراري لإيجاد التغيّرات الحرارية للعمليات الكيميائية والفيزيائية. • حساب التغيّرات الحرارية باستخدام الحرارات القياسية للتكوين.	5	**اكتشف بنفسك:** ملاحظة تدفّق الحرارة
حل أسئلة مراجعة الوحدة			2	
إجمالي عدد الحصص			7	

الوحدة الثالثة

الكيمياء الحرارية

مكوّنات الوَحدة

الفصل الأوّل: الكيمياء الحرارية

الدرس 1–1: التغيّرات الحرارية

مقدمة

تهدف دراسة الكيمياء الحرارية إلى معرفة العلاقة بين الطاقة الحرارية والتفاعل الكيميائي، إذ تؤدي الطاقة دورًا أساسيًا في التفاعل الكيميائي.

لذلك، سوف يتعرف الطالب أن الكيمياء الحرارية هي فرع من فروع الكيمياء الفيزيائية المهمة وجزء من الديناميكية الحرارية التي تهدف إلى دراسة التغيّرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكيميائية والتحولات الفيزيائية وإلى إيجاد العلاقة بين حرارة التفاعل مع حجم ثابت وحرارة التفاعل عند ضغط ثابت.

سوف يتعرف الطالب في هذه الوحدة أن التفاعلات الكيميائية والفيزيائية تقسم إلى تفاعلات طاردة للحرارة وتفاعلات ماصة للحرارة. كما سيتعرف كيفية الدلالة على كمية الحرارة التي يطردها التفاعل أو يمتصها.

سوف يتعلم الطالب في هذه الوحدة تقدير كميات الطاقة التي تطلق أو تمتص على شكل حرارة في العمليات المختلفة. يتعلم أيضًا ابتكار وتطوير طرائق مناسبة لحساب هذه التغيّرات الحرارية من دون اللجوء إلى التجارب المخبرية.

سوف يتعرف الطالب أن الحرارة هي أحد أهم الطرائق التي نقيس بها التغيّر في الطاقة. وهي الطاقة التي تنتقل من النظام إلى محيطه وبالعكس.

كما يتعرف الفرق بين درجة الحرارة والطاقة الحرارية.

سوف يتعرف إلى وحدة قياس كمية الحرارة (الجول Joule والسعر الحراري Calory).

سيتعرف الطالب إلى حرارة التفاعل وكيف يرمز إليها بـ Q وتعني كمية الحرارة (الممتصة أو الطاردة) كما يمكن أن يرمز إليها بـ ΔH وهي التغيّر في الإنثالبي.

سوف يتعرف إلى الحالة القياسية للمادة وأنواع حرارات التفاعل.

سوف يتعلم أن حرارة التفاعل هي محصلة تغيّرات الطاقة الناتجة عن تحطيم وتكوين الروابط الكيميائية.

سوف يتعلم تطبيق قانون هس لحساب حرارة التفاعل بمعرفة حرارات التكوين للمتفاعلات والنواتج. ويطبق أيضًا قانون هس للجمع الحراري.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

اطلب إلى الطلّاب تفحّص الصورة الافتتاحية للوحدة، وناقش معهم دور أشعّة الشمس في عملية البناء الضوئي وكيف تمتصّ النبتة ثاني أكسيد الكربون لتنتج الأكسجين. اشر إلى أهمّية الحرارة الناتجة عن أشعّة الشمس في هذه العملية.

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطلّاب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات، والإجابة على الأسئلة الموجودة في افتتاحية الوحدة الثالثة في كتاب الطالب ص 80.

[على الطلّاب ملاحظة التغيّرات الحرارية التي تحدث عند شدّ الشريط المطّاطي وعودته لحجمه الأصلي، والتي تتلخّص في الإحساس بالحرارة عند شدّ الشريط وبالبرودة عند عودته لحجمه الأصلي. ويتعرّف الطلّاب أيضًا العملية الطاردة للحرارة التي تنتج عندما يتحوّل الشريط المطّاطي من الوضع غير المشدود إلى الوضع المشدود وبالعكس. وتحوّل الشريط المطّاطي من الوضع المشدود إلى الوضع غير المشدود، هو عملية ماصّة للحرارة.]

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الثالثة

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. يحدِّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:

الكيمياء الحرارية، النظام، المحيط، الحرارة، الانثالبي أو التغيّر في حرارة التفاعل، حرارة التفاعل، حرارة التكوين القياسية، حرارة التكوين، تفاعل ماصّ للحرارة، تفاعل طارد للحرارة، قانون "هس"، جول

2. يتعرف المفاهيم العلمية التالية:

- كتابة معادلة كيميائية موزونة.
- إضافة كمّية الحرارة الطاردة أو الماصّة بشكل صحيح.
- تحويل كمّية الحرارة إلى ΔH مع مراعاة الرمز السالب والموجب بحسب نوع الحرارة (طاردة أم ماصّة).
- تطبيق قانون "هس" لجمع المعادلات الكيميائية الحرارية بهدف الحصول على معادلة نهائية تمكّننا من حساب تغيير الحرارة لتفاعل ما.
- استخدام المعادلة الموزونة لحساب كمّية الحرارة الطاردة أو المُمتصّة لأيّ كمّية من الموادّ المتفاعلة (عدد المولات أو الكتلة بالجرام).

3. يعطي أمثلة عن التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة ويفسّرها، مثل:

- في القطاع الزراعي، يستخدم العلماء وسائل الكيمياء الحرارية محاولين إيجاد ظروف تزيد من فعالية البناء الضوئي.
- نسبة الفعالية 3% لدى معظم النباتات.
- الصناعات
- الغذاء والرشاقة

الأهداف المهارية

أتوقّع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- استنتاج العلاقة بين النظام ومحيطه.
- ربط الحرارة بالطاقة التي يتبادلها النظام مع محيطه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة.
- استنتاج نوع التفاعلات الكيميائية الحرارية من المعادلة التي تمثّلها.
- حساب ΔH لتفاعل ما بالاستناد إلى حرارة التكوين القياسية للموادّ المتفاعلة والموادّ الناتجة.
- استنتاج العلاقة بين حرارة التفاعل وتغيّرات الطاقة الناتجة عن تحطّم الروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعلة وتكوين الروابط الجديدة في الموادّ الناتجة.

الأهداف الوجدانية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. الاتّجاهات التالية:

- الاتّجاه نحو الدقّة في حلّ مشكلة أو ظاهرة بناء على مفهومها العلمي.
- الاتّجاه نحو إجراء التجارب لتوضيح بعض الحقائق العلمية وإثباتها.

2. الميول العلمية المناسبة التالية:

- وضع خرائط للمفاهيم توضّح مفاهيم الوحدة.
- تخصيص ملفّ يجمع فيه الطالب الأبحاث والدراسات التي قام بها في خلال دراسته لهذه الوحدة.

3. أوجه التقدير التالية:

- الأهمّية الاقتصادية لبعض الموادّ، وتأثيراتها على الصحّة العامّة والبيئة.
- الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية في دولة الكويت.
- جهود العلماء عامّة، وعلماء الكيمياء خاصّة، وإسهاماتهم.

الفصل الأول

الكيمياء الحرارية

دروس الفصل

الدرس 1–1: التغيّرات الحرارية

تعرّف الطالب في السنة السابقة إلى التفاعلات الكيميائية، والمعادلات الكيميائية التي تمثّل هذه التفاعلات، وإلى الموادّ المتفاعلة والموادّ الناتجة في خلال تفاعل كيميائي ما. كما تعلّم حساب الكتل للموادّ الناتجة والمتفاعلة، وتمكّن من تعيين المادّة المتفاعلة المحدّدة في التفاعل واستخدامها.

في هذا الفصل، سوف يدرس الطالب التفاعلات الكيميائية الحرارية، ويكتب المعادلة الكيميائية، محدّدًا فيها كمّية الحرارة الطاردة أو الممتصّة. سوف يتعرف أيضًا حرارة التفاعل وإمكانية قياسها، والتغيير في الحرارة ΔH، ويحسب قيمتها بالاستعانة بحرارة التكوين القياسية للموادّ المتفاعلة والموادّ الناتجة. وأخيرًا سيطبّق قانون "هس" لمعرفة قيمة ΔH لتفاعل ما.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للفصل ويقرأون الفقرة المرافقة لها. اطلب إليهم أن يعدّدوا بعض مصادر الطاقة التي كانت تُستعمَل قديمًا وأوجه استعمالها. ثمّ اطلب إليهم أن يعطوا بديلًا لهذه المصادر، على أن يحدّدوا في كلّ مرة نتائج استعمالها (السلبية والإيجابية).

[سوف يعدّد الطلّاب المصادر التالية:

الأشجار: لتأمين الوقود للتدفئة والطبخ وغسل الأمتعة.

بقايا روث الحيوانات: كانت تستعمل كوقود، ولا زالت في مناطق مثل الهند حيث يُستعمَل روث الأبقار.

البدائل: في الحياة المعاصرة، استبدل الإنسان هذه المصادر بالوقود الأحفوري، مثل الغاز الطبيعي والفحم الحجري والموادّ المُستخرَجة من البترول.

وجهة الاستعمال: وقود لإنتاج الطاقة، للتدفئة، لإنتاج الكهرباء، لتأمين وقود وسائل النقل وغيرها.

للوقود الأحفوري ومشتقاته نتائج سلبية على البيئة، فضلًا عن أنّه غير متجدّد.

يذكر الطلّاب عدّة أمثلة مثل الأمطار الحمضية والاحتباس الحراري وغيرها.

البدائل: الطاقة الشمسية، الهواء، الماء وغيرها.]

خلفية علمية

كيف يمكن قياس كمية الحرارة المفقودة أو الممتصّة التي ترافق تفاعلًا كيميائيًا ما؟

كان بيير أوجين مارسيلين برتيلوت Pierre Eugene Marcellin Berthelot (1827–1907) كيميائي وسياسي فرنسي له دراسات عدة في الكيمياء العضوية التي ساهمت بعد ذلك في توليف العديد من المركبات العضوية. اهتم برتيلوت فعليًا بالكيمياء الحرارية ودراستها في العام 1865م وقد كان أول من ذكر في محاضراته عبارتي ماصة وطاردة للحرارة.

أطلق في العام 1873 «مبدأه الثاني» وهو شبيه بقانون هس للجمع الحراري.

في خلال هذا العام، تمكن من بناء مسعر حراري لقياس حرارة تفاعل الاحتراق.

تشتقّ كلمة مسعر Calorimeter من اللاتينية "Calori–meter" وتعني الحرارة والقياس. وهي كناية عن غرفة مغلقة يحدث فيها التفاعل الكيميائي وتحيط بها المياه عند درجة حرارة معلومة. يمكن قياس كمية الحرارة الناجمة عن هذا التفاعل باستخدام ارتفاع درجة حرارة المياه المحيطة عند انتهاء التفاعل.

الدرس 1-1

التغيّرات الحرارية

الأهداف:

- يطبّق قانون "هس" للجمع الحراري لإيجاد التغيّرات الحرارية للعمليات الكيميائية والفيزيائية.
- يحسب التغيّرات الحرارية باستخدام الحرارات القياسية للتكوين.

صفحات التلميذ: من ص 82 إلى ص 92

صفحات الأنشطة: من ص 27 إلى ص 299

عدد الحصص: 5

1. قدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلّاب يتفحّصون الصورة الافتتاحية للدرس، ثم وجّه إليهم السؤال التالي:

- لماذا تكون أحجار الزمرّد باهظة الثمن؟ **[قد تتضمّن تعليقات الطلّاب الندرة النسبية لهذه الأحجار إلى جانب جمالها.]**

إذا أُعطيت أحجارًا كريمة باهظة الثمن وذات قيمة عالية جدًّا مثل الزمرد (زبرجد أخضر شفّاف)، فهل توجد طريقة لتعيين حرارة التفاعل بطريقة غير مباشرة للتركيب الموجود في هذا الحجر الكريم؟ يكون الجواب بدراسة تغيّرات الإنثالبي «المحتوى الحراري» لتفاعلات مرتبطة أو ذات علاقة بهذه الأحجار الثمينة. ويمكن أن تتضمّن هذه التفاعلات أشكالًا وتركيبات أقلّ قيمة وثمنًا من التركيبات الموجودة في بلّورة الزمرّد.

2.1 حثّ الطلّاب على التفكير في مفاهيم الدرس

يتعلّم الطلّاب في هذا الدرس كيفية ربط كمّية الحرارة المتضمَّنة في تفاعل معيّن بكمّيات الحرارة المتضمَّنة في تفاعلات أخرى، ويلاحظون أنّ تغيّر الإنثالبي لتفاعل كيميائي ما لا يعتمد على المسار الذي تتكوّن به الموادّ الناتجة عن التفاعل. في العام 1840، اكتشف هذه الحقيقة العالم الروسي «جيرمان هنري هس» الذي وضّح المناظرة والمقارنة التالية:

أرادت مجموعة من متسلّقي الجبال الوصول إلى قمّة جبل، وكانت هناك إمكانية التسلّق في مسارين مختلفين. أحد المسارين قصير وشديد الانحدار ويتّجه مباشرة إلى قمّة الجبل، والآخر طويل وأقلّ انحدارًا، لكنّه يتضمّن عددًا من التغيّرات في الاتّجاه للوصول إلى قمّة الجبل.

وعلى الرغم من اختلاف المسافات التي يقطعها المتسلّقون باستخدام المسارين، إلّا أنّ الارتفاع النهائي للجبل واحد لكلي المسارين.

الدرس 1-1

التغيّرات الحرارية
Thermal Changes

الأهداف العامة

- يطبّق قانون "هس" للجمع الحراري لإيجاد التغيّرات الحرارية للعمليات الكيميائية والفيزيائية.
- يحسب التغيّرات الحرارية باستخدام الحرارات القياسية للتكوين.

شكل (48)
الزمرد هو حجر كريم

الزمرّد هو حجر كريم جميل يتكوّن من الكروم والألمنيوم والسيليكون والأكسجين والبريليوم (شكل 48). وإذا أردت دراسة التغيّرات الحرارية التي تحدث للزمرّد عندما يتحوّل للعناصر المكوّنة له، عليك تدمير هذا الحجر وتلفه لقياس التغيّرات الحرارية بطريقة مباشرة، إلّا أنّ هذه الطريقة غير محبّذة على الإطلاق.

هل هناك طريقة لتعيين حرارة التفاعل بدون القيام بتفاعل حقيقي؟

1. الكيمياء الحرارية Thermochemistry

تُعتبَر **الكيمياء الحرارية Thermochemistry من أهمّ فروع الكيمياء الفيزيائية، فهي تهتمّ بدراسة التغيّرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكيميائية**. من جهة أخرى، تهدف هذه الكيمياء إلى تقدير كمّيات الطاقة المتبادَلة (طاردة أو ماصّة) خلال التفاعل، وإلى إيجاد طرائق مناسبة لحساب كمّيات الطاقة أو الحرارة من دون اللجوء إلى تجارب عملية أو مخبرية. لكي نفهم مفهوم التغيرات الحرارية في التفاعلات الكيميائية ونحلّله، نحتاج إلى تحديد بعض المصطلحات مثل: النظام والمحيط والحرارة وغيرها.

82

الارتفاع النهائي للجبل مشابه لتغيّر الإنثالبي لتفاعل ما، والمسافات التي يجتازها المتسلّقون لكلّ طريق مشابهة لعدد الخطوات اللازمة لتكوين مجموعة معيّنة من الموادّ الناتجة. لا يهمّ في ذلك عدد الخطوات اللازمة للوصول إلى الموادّ الناتجة من الموادّ المتفاعلة، فإنّ القيمة الإجمالية لتغيّر الإنثالبي (المحتوى الحراري) واحدة في كلّ الأحوال.

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

ذكِّر الطلّاب بأنواع التفاعلات الكيميائية:

- تفاعلات الاتّحاد
- تفاعلات التفكّك
- تفاعلات الاحلال المزدوج
- تفاعلات الإزاحة
- تفاعلات الاحتراق

اشرح للطلّاب أنّ احتراق غاز البيوتان، وهو الغاز الذي يُستعمَل في المنازل، ينتج ثاني أكسيد الكربون والماء. اَشر أيضًا إلى أنّ هناك ناتج آخر إضافي هو الطاقة التي تكون على شكل حرارة. اربط تفاعل احتراق غاز البيوتان بمثل من الحياة اليومية. فعلى سبيل المثال، تُستعمَل الحرارة الناتجة لتسخين الماء، تدفئة المنازل، طهي الطعام وإعداد الشاي.

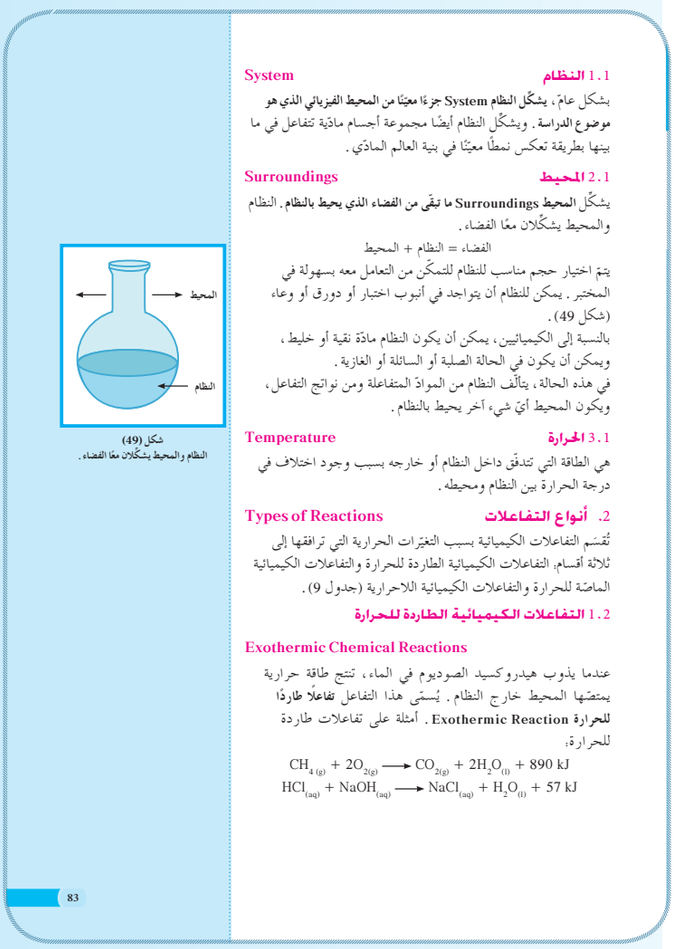
ركِّز مع الطلّاب على أحد الأمثلة مثل إعداد الشاي. فأشر إلى أنّ الشاي المغلي الموضوع في كوب بلاستيكي يشكّل نظامًا. ذكّر بتحديد النظام والمحيط، واشر إلى أنّ النظام في هذه الحالة هو الشاي المغلي، وما يحيط به هو المحيط.

2.2 مناقشة

كلّف الطلّاب بدراسة الشكل (49) ص 83، وذكّرهم أنّ الحرارة هي الطاقة التي تتدفّق داخل أو خارج النظام بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام ومحيطه.

ناقش معهم إعداد الشاي المغلي بواسطة تفاعل احتراق غاز البيوتان، واشر إلى أنّ الشاي اكتسب الطاقة (الحرارة) من الطاقة التي نتجت عن هذا التفاعل. ثمّ اسأل:

- ما طبيعة هذا التفاعل؟ **[هو تفاعل طارد للحرارة.]**
- هل هناك تفاعلات أخرى طاردة للحرارة؟ اعط أمثلة. **[نعم؛ هناك تفاعلات الاتّحاد، مثل اتّحاد غاز الهيدروجين والنيتروجين لتكوين غاز الأمونيا:** $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} + 92.4\ kJ$ **وهناك تفاعلات الأحماض مع القواعد، مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم:** $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + 57\ kJ$**]**



1.1 النظام System

بشكل عامّ، **يشكّل النظام System جزءًا معيّنًا من المحيط الفيزيائي الذي هو موضوع الدراسة**. ويشكّل النظام أيضًا مجموعة أجسام مادّية تتفاعل في ما بينها بطريقة تعكس نمطًا معيّنًا في بنية العالم المادّي.

2.1 المحيط Surroundings

يشكّل **المحيط Surroundings ما تبقّى من الفضاء الذي يحيط بالنظام**. النظام والمحيط يشكّلان معًا الفضاء.

الفضاء = النظام + المحيط

يتمّ اختيار حجم مناسب للنظام للتمكّن من التعامل معه بسهولة في المختبر. يمكن للنظام أن يتواجد في أنبوب اختبار أو دورق أو وعاء (شكل 49).

بالنسبة إلى الكيميائيين، يمكن أن يكون النظام مادّة نقية أو خليط، ويمكن أن يكون في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية.

في هذه الحالة، يتألّف النظام من الموادّ المتفاعلة ومن ناتج التفاعل، ويكون المحيط أيّ شيء آخر يحيط بالنظام.

المحيط

النظام

شكل (49)
النظام والمحيط يشكّلان معًا الفضاء.

3.1 الحرارة Temperature

هي الطاقة التي تتدفّق داخل النظام أو خارجه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام ومحيطه.

2. أنواع التفاعلات Types of Reactions

تُقسَم التفاعلات الكيميائية بسبب التغيّرات الحرارية التي ترافقها إلى ثلاثة أقسام: التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة والتفاعلات الكيميائية الماصّة للحرارة والتفاعلات الكيميائية اللاحرارية (جدول 9).

1.2 التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة

Exothermic Chemical Reactions

عندما يذوب هيدروكسيد الصوديوم في الماء، تنتج طاقة حرارية يمتصّها المحيط خارج النظام. يُسمّى هذا التفاعل **تفاعلا طاردًا للحرارة Exothermic Reaction**. أمثلة على تفاعلات طاردة للحرارة:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 890\ kJ$$

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} + 57\ kJ$$

2.2 التفاعلات الكيميائية الماصّة للحرارة

Endothermic Chemical Reactions

يتفاعل الكربون والهيدروجين في الظروف القياسية لتكوين غاز الإيثاين ويمتصّ النظام الحرارة من محيطه.

$$2C_{(s)} + H_{2(g)} + 227\ kJ \longrightarrow C_2H_{2(g)}$$

يُسمّى هذا التفاعل **تفاعلا ماصًّا للحرارة Endothermic Reaction**.

مثال آخر على تفاعلات ماصّة للحرارة:

$$CO_{2(g)} + 395\ kJ \longrightarrow C_{(s,graphite)} + O_{2(g)}$$

3.2 التفاعلات الكيميائية اللاحرارية

Athermic Chemical Reactions

عندما يتفاعل حمض الأستيك مع الإيثانول، ينتج الإستر مع الماء. تتعادل كمّية الحرارة اللازمة لتفكيك الروابط في جزيئات المتفاعلات مع كمّية الحرارة اللازمة لتكوين الروابط في جزيئات النواتج، تكون $\Delta H = 0$ للتفاعل. ويُسمّى هذا التفاعل **تفاعلا لاحراريًّا Athermic Reaction**.

$$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$$

نوع التفاعل	قيمة التغيير الحراري	اتّجاه تدفّق الحرارة
التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة	قيمة سالبة	يطرد النظام الحرارة إلى محيطه
التفاعلات الكيميائية الماصّة للحرارة	قيمة موجبة	يمتصّ النظام الحرارة من محيطه
التفاعلات الكيميائية اللاحرارية	لا تغيير حراري	لا يطرد ولا يمتصّ الحرارة

جدول (9)
أنواع التفاعلات الكيميائية تبعًا للتغيرات الحرارية

3. حرارة التفاعل تحت ضغط ثابت: التغيير في الإنثالبي ΔH (التغيير في المحتوى الحراري)

Heat of Reaction at Constant Pressure: Enthalpy ΔH

تتمّ التفاعلات الكيميائية عادة في أوعية مفتوحة. يمكن للحجم أن يتغيّر، لكنّ الضغط يساوي تقريبًا الضغط الجوي الذي لا يتغيّر تحت الظروف نفسها. تتمثّل **حرارة التفاعل Heat of Reaction** تحت هذه الظروف بـ ΔH. يرمز حرف H إلى المحتوى الحراري لنظام ما، تحت ضغط ثابت. لا يمكننا التكلّم عن الإنثالبي H لأنّه يتعذّر علينا قياس المحتوى الحراري لنظام ما. يمكن قياس التغيّر في الإنثالبي ΔH، لذلك نُقرأ ΔH على أنّها "التغيّر في الإنثالبي".

• هل هناك تفاعلات ماصّة للحرارة؟ اعط أمثلة. **[نعم ؛ مثال على ذلك:**

تفاعل اتّحاد غاز الأكسجين مع غاز النيتروجين لتكوين ثاني أكسيد النيتروجين: $N_{2(g)} + 2O_{2(g)} + 66.4\ kJ \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$

تفاعل تفكّك غاز ثاني أكسيد الكبريت لينتج الكبريت وغاز الأكسجين:

$[SO_{2(g)} + 296.8\ kJ \rightarrow S_{(s)} + O_{2(g)}$

3.2 استعراض عملي

احضر إلى الصفّ كوبًا من الشاي وكوبًا يحتوي على مكعّبات من الثلج. اطلب من أحد الطلّاب أن يحمل كوب الشاي على راحة يده، ثمّ اطرح السؤال التالي:

• هل تتدفّق الحرارة من الكوب ولماذا؟ **[نعم ؛ لأنّ حرارة الشاي (النظام) أعلى من حرارة المحيط.]**

اطلب من الطالب نفسه أن يحمل الكوب الذي يحتوي على مكعّبات الثلج علي راحة يده، ثمّ اطرح السؤال التالي:

• ما الفرق بين الكوبين؟ علّل. **[حرارة الكوب الذي يحتوي على مكعّبات الثلج أدنى. وبما أنّ حرارة النظام (مكعّبات الثلج) أدنى من حرارة المحيط، يمتصّ هذا النظام الحرارة من محيطه.]**

4.2 استعراض عملي إثرائي

نفّذ مع الطلّاب النشاط العملي التالي:

• حضِّر الشاي المغلي.

• اسكب بعضًا من هذا الشاي في كوب بلاستيكي مفتوح.

• اسكب بعضًا من هذا الشاي في كوب بلاستيكي مُغلق بإحكام.

• اسكب ما تبقّى في وعاء حافظ للحرارة (ترمس).

اطلب إلى عدد صغير من الطلّاب (ثلاثة أو أربعة) أن يلمسوا كلًّا من الأوعية التي تحتوي على الشاي، ثمّ اطرح السؤالين التاليين:

• ما حرارة كلّ من الأوعية؟ **[يظهر الكوبان المفتوح والمُغلق زيادة في الحرارة عن المحيط، في حين تبقى حرارة الترمس مساوية لحرارة المحيط.]**

• ما الملاحظة التي يمكن تسجيلها؟ **[هناك تبخّر من الكوب الأوّل، بينما لا يظهر الكوب الثاني ولا الترمس أيّ عملية تبخّر.]**

يمكن استخدام هذا الاستعراض العملي لإثراء معلومات الطلّاب. يساعد هذا النشاط في استنتاج وجود أنواع من الأنظمة التي يمكن تحديدها بسهولة، وربطها بالنشاط الذي نفّذه الطلّاب.

يساوي التغيّر في الإنثالبي ΔH كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلِقة خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت (جدول 10).

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}\ \Delta H = -483.6\ kJ$

$2H_2O_{(g)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}\ \Delta H = 483.6\ kJ$

كيف يتمّ حساب ΔH لتفاعل ما؟

يُحسب التغيّر في الإنثالبي ΔH لتفاعل ما بتطبيق المعادلة التالية:

التغير في الإنثالبي لتفاعل ما = التغير في الإنثالبي للموادّ الناتجة − التغير في الإنثالبي للموادّ المتفاعلة

نوع التفاعل	ΔH التغيّر في الإنثالبي
ماصّ للحرارة	$\Delta H_r > 0$
طارد للحرارة	$\Delta H_r < 0$
لاحراري	$\Delta H_r = 0$

جدول (10)
التغيّر في الإنثالبي بحسب نوع التفاعل

في الأمثلة السابقة، نجد أنّ التفاعل الذي ينتج عنه H_2O (الماء) له انثالبي ΔH سالبة ($\Delta H < 0$). يكون هذا التفاعل طارد للحرارة. أمّا المثال الآخر حيث يتفكّك جزيء الماء لإنتاج غاز الهيدروجين وغاز الأكسجين، فله انثالبي موجبة ($\Delta H > 0$). يكون هذا التفاعل ماصًّا للحرارة.

4. حرارة التفاعل Heat of Reaction

حرارة التفاعل هي كمّية الحرارة التي تنطلق أو تُمتَصّ عندما يتفاعل عدد من المولات للموادّ المتفاعِلة بعضها مع بعض خلال تفاعل كيميائي لتتكوّن موادّ ناتجة. تكون حرارة التفاعل أيضًا محصّلة تغيّرات الطاقة الناتجة عن تحطّم الروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في الموادّ الناتجة.

يمكن الإشارة أيضًا إلى أنّ حرارة التفاعل تدلّ على التغيّر في الإنثالبي لتفاعل كيميائي ما:

$$\Delta H_{(Reaction)} = \Delta H_{(Products)} - \Delta H_{(Reactants)}$$

ثمّة عدّة أنواع من حرارة التفاعل، أهمّها:

- حرارة التكوين Heat of Formation
- حرارة الاحتراق Heat of Combustion
- حرارة التعادل Heat of Neutralisation
- حرارة الانصهار Heat of Fusion
- حرارة التبخير Heat of Vapourisation

وغيرها...

سنتطرّق خلال هذا الدرس إلى حرارة التكوين بالتفصيل، حيث ستكون هذه الحرارة عنصرًا أساسيًّا في التطبيقات الحسابية لحساب كمّية الحرارة المنطلقة أو المُمتصّة خلال التفاعل الكيميائي.

5. حرارة التكوين القياسية Standard Heat of Formation

نجد في بعض الأحيان أنّه يصعب قياس التغيّر الحراري لتفاعل ما. ولتجنّب مثل هذه الصعوبات، يمكننا حساب حرارة التفاعل من حرارات التكوين القياسية.

ونُعرّف **حرارة التكوين القياسية ΔH°_f لمركّب بأنّها التغيّر في المحتوى الحراري (الإنثالبي) المصاحب لتكوين مول واحد من المركّب انطلاقًا من عناصره الأوّلية، وأنّ جميع الموادّ تكون في حالتها القياسية عند 25 °C** (الظروف القياسية هي عادة عند درجة حرارة T = 298 K = 25 °C وضغط 101.3 kPa = 1 atm = P).

يُشترط لحرارة التكوين القياسية أن:

- تُحتسب لكلّ مول من المركّب الناتج من اتحاد عناصره الأوّلية في حالته القياسية.
- تُعتبر مساوية للمحتوى الحراري للمركّب في الظروف القياسية.
- تُعتبر مساوية لصفر في الحالة العنصرية.

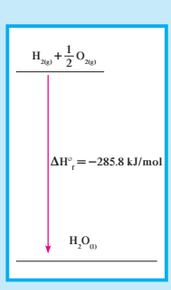
عند حساب حرارة التفاعل القياسية، نعتبرأنّ قيمة ΔH°_f لعنصر ما في حالته الحرّة (الطبيعية) عند 25 °C وضغط 101.3 kPa (ظروف قياسية) تساوي صفرًا. بالطريقة نفسها، نختار نقطة الصفر للطاقة أثناء إجراء حساباتنا على أساس أنّها تلك العائدة للعناصر في حالتها الحرّة (الموقع الحقيقي لنقطة الصفر غير مهمّ لأنّنا نتكلّم عن التغيّرات في الطاقة فحسب).

فمثلًا تُساوي ΔH° صفرًا للجزيئات ثنائية الذرّة التالية: $I_{2(s)}$، $Br_{2(l)}$، $H_{2(g)}$، $N_{2(g)}$، $F_{2(g)}$، $Cl_{2(g)}$، وتُساوي قيمة ΔH°_f صفرًا أيضًا للجرافيت من الكربون ($C_{(graphite)}$).

ويحتوي جدول (11) قيم ΔH° على بعض الموادّ الشائعة والمعروفة. هذا الجدول مفيد جدًّا لحساب حرارات التفاعل القياسية، أي عند الظروف القياسية تُساوي حرارة التفاعل القياسية ΔH° (حرارة التفاعل القياسية للتغيّر الكلّي) حرارة التكوين القياسية للناتج مطروحًا منها حرارة التكوين القياسية للمادّة المتفاعلة. يمكننا كتابة ذلك لأيّ تفاعل على النحو التالي:

$$\Delta H^\circ_{(reaction)} = \Delta H^\circ_{(Products)} - \Delta H^\circ_{(Reactants)}$$

يوضّح الجدول (11) حرارات التكوين القياسية للموادّ المتفاعِلة الهيدروجين والأكسجين والمادّة الناتجة وهي الماء. يُساوي الفرق في الحرارة ما بين الموادّ المتفاعلة والناتجة $\Delta H^\circ_f = -285.8\ kJ/mol$ وهو أيضًا حرارة التكوين القياسية للماء السائل المتكوّن من غاز الهيدروجين



شكل (50)
يوضّح الرسم البياني للمحتوى الحراري (الإنثالبي) حرارة التكوين القياسية للماء.

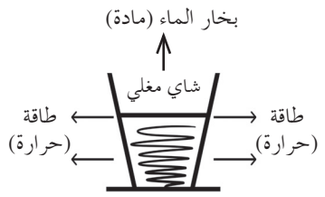
فقرة إثرائية

معلومات إضافية

- تُضاف دائرة صغيرة (°) أعلى ΔH (ΔH°) للتأكيد على الحالة القياسية وتُقرأ (نود).
- استبدل التعريف الأخير للحالة القياسية 1atm بـ 1bar، حيث $1bar = 10^5\ Pa$. تغيّرت قيم كمّيات الكيمياء الحرارية قليلًا بعد هذا التعريف.

1. النظام المفتوح

عند وضع الشاي المغلي في الكوب البلاستيكي المفتوح، تنطلق الحرارة وتتسرّب إلى المحيط، ويتصاعد البخار منطلقًا إلى المحيط. عندها، يكون النظام قد تبادل الطاقة والمادّة مع محيطه.



2. النظام المُغلق

عند وضع الشاي المغلي في الكوب البلاستيكي المُغلق بإحكام، تنطلق الطاقة على شكل حرارة، وتتسرّب إلى المحيط، في حين أنّنا لا نلاحظ أيّ بخار (ماء) ينطلق من النظام إلى المحيط. فيكون النظام قد تبادل الطاقة فقط مع محيطه.

3. النظام المعزول

عند وضع الشاي المغلي في وعاء يحفظ الحرارة (الترمس) ويكون مُغلقًا بإحكام، نلاحظ أنّ الحرارة والمادّة لا تنطلقان ولا تتسربان إلى المحيط.

5.2 نشاط

ليتعرّف الطلّاب التفاعلات الطاردة والماصّة للحرارة، اجر هذا النشاط أمامهم بواسطة جهاز رقمي لقياس درجة الحرارة.

أنت بحاجة إلى: كأسين زجاجيين سعة 400 mL، جهاز رقمي لقياس درجة الحرارة، ملعقة صغيرة، مخبار مدرّج سعة 100 mL، ماء مقطّر، أكسيد الكالسيوم CaO صلب، هيدروكسيد الباريوم المائي $Ba(OH)_2 . 8H_2O$، كلوريد الأمونيوم NH_4Cl صلب.

الخطوات:

تجربة 1

1. اضبط الجهاز الرقمي لقياس درجة الحرارة على وحدات درجات الحرارة المئوية.
2. املأ كأسًا زجاجية حتّى نصفها بالماء.
3. قم بقياس حرارة الماء في الكأس الزجاجية بوضع إلكترود الجهاز في الماء. سجّل قيمة الحرارة.
4. اضف ملعقتين من أكسيد الكالسيوم إلى الكأس الزجاجية.

- ما قيمة الحرارة على الجهاز الرقمي؟ **[يظهر الجهاز أنّ الحرارة ترتفع إلى 40.5 °C]**
- ماذا تعني هذه النتيجة؟ **[أُضيف أكسيد الكلسيوم إلى الماء عند حرارة الغرفة، ما يعني أنّ الحرارة ارتفعت بسبب حدوث تفاعل طارد للحرارة.]**

وغاز الأكسجين (شكل 50). هل قيمة المحتوى الحراري (الإنثالبي) للماء أكثر من قيم المحتوى الحراري للعناصر المكوّنة له أو أقلّ؟ ما هي الأسس الأخرى التي فسّرت بها إجابتك؟

المادّة	ΔH°_f (kJ/mol)	المادّة	ΔH°_f (kJ/mol)	المادّة	ΔH°_f (kJ/mol)
$NO_{(g)}$	0	$Fe_{(s)}$	−1676.00	$Al_2O_{3(s)}$	90.37
$NO_{2(g)}$	−822.1	$Fe_2O_{3(s)}$	30.91	$Br_{2(g)}$	33.85
$Na_2CO_{3(s)}$	0	$H_{2(g)}$	0	$Br_{2(l)}$	−1131.10
$NaCl_{(s)}$	−241.80	$H_2O_{(g)}$	1.90	$C_{(diamond)}$	−411.20
$O_{2(g)}$	−285.80	$H_2O_{(l)}$	0	$C_{(graphite)}$	0
$O_{3(g)}$	−187.80	$H_2O_{2(l)}$	−74.86	$CH_{4(g)}$	142.00
$P_{(s)}$ أبيض	−92.31	$HCl_{(g)}$	−110.50	$CO_{(g)}$	0
$P_{(s)}$ أحمر	−20.10	$H_2S_{(g)}$	−393.50	$CO_{2(g)}$	−18.40
$S_{(s)}$ معيني	62.40	$I_{2(g)}$	−1207.00	$CaCO_{3(s)}$	0
$S_{(s)}$ أحادي الميل	0	$I_{2(s)}$	−635.10	$CaO_{(s)}$	30.0
$SO_{2(g)}$	0	$N_{2(g)}$	0	$Cl_{2(g)}$	−296.10
$SO_{3(g)}$	−46.19	$NH_{3(g)}$	0	$F_{2(g)}$	−395.20

جدول (11)
حرارات التكوين (ΔH°_f) عند 25°C وضغط 101.3 kPa

6. حرارة الاحتراق القياسية

Standard Heat of Combustion

حرارة الاحتراق القياسية Standard Heat of Combustion هي كمّية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادّة (عنصرية أو مركبة) احتراقًا تامًا في وفرة من الأكسجين أو الهواء الجوي عند 25 °C وتحت ضغط يعادل 1 atm، ويشترط أن:

- تُحتسب لكلّ مول واحد من المادّة المحترقة (عنصرية أو مركّبة) في حالتها القياسية.
- يكون الاحتراق احتراقًا تامًا في وجود الهواء الجوّي أو كمّية وافرة من الأكسجين في الظروف القياسية.
- تُعتبر منطلقة وتأخذ إشارة سالبة.

7. قانون هس — Hess's Law

يمكننا التكلّم عن التغيّرات الحرارية التي تحدث عند إجراء التفاعلات الكيميائية بصفة عامّة، ولكن معظم التفاعلات تحدث على خطوات متتالية، فيصعب علينا تحديد حرارة تفاعل كلّ خطوة على حدة.

إذا أردت معرفة قيمة حرارة التفاعل (الإنثالبي) لإحدى الخطوات الوسيطة من بين هذه الخطوات المتتالية، فلن تستطيع تقدير هذه القيمة بطريقة مباشرة، بل يمكنك ذلك بطريقة غير مباشرة، وذلك باستخدام **قانون هس Hess's Law**.

تساوي حرارة تفاعل كيميائي ما قيمة ثابتة سواء حدث هذا التفاعل مباشرة خلال خطوة واحدة أو خلال عدّة خطوات.

يكون التغيّر في الإنثالبي لأيّ تفاعل كيميائي قيمة ثابتة حين يكون الضغط ودرجة الحرارة ثابتين، سواء تمّ هذا التفاعل في خطوة واحدة أو عدّة خطوات، على أن تكون الموادّ المتفاعلة والموادّ الناتجة نفسها في كلّ حالة.

نظرًا لوجود عنصر الكربون على شكلين هما الجرافيت والألماس عند 25 °C، لأنّ الجرافيت أكثر ثباتًا من الألماس، فإنّك تتوقّع حدوث التفاعل التالي:

$$C_{(diamond)} \longrightarrow C_{(graphite)}$$

لكن، ولحسن حظّ من يملك كمّيات من الألماس، فإنّ تحوّل هذا الأخير إلى جرافيت يتمّ بتفاعل بطيء للغاية قد يستغرق ملايين السنين. لا يمكن قياس التغيّر في الإنثالبي لهذا التفاعل بطريقة مباشرة لأنّ التفاعل، كما ذكرنا سابقًا، بطيء جدًّا، لكن يمكننا الاستعانة بقانون (هس) لحساب حرارة التفاعل السابق.

ويعبَّر عن قانون هس بقاعدة بسيطة وهي:

عندما نجمع المعادلات الكيميائية الحرارية لتفاعل ما لنحصل على المعادلة النهائية، فإنّنا نقوم أيضًا بجمع الحرارة الناتجة عن كلّ تفاعل لنحصل على حرارة التفاعل النهائية. تُسمّى هذه القاعدة **بقانون (هس) للجمع الحراري Hess's Law of Heat Summation**.

يمكنك استخدام قانون (هس) لمعرفة تغيّرات الإنثالبي لعملية تحوّل الألماس إلى جرافيت وفق معادلات الاحتراق التالية:

1. $C_{(diamond)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -395.4\ kJ$
2. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -393.5\ kJ$

إذا عكسنا المعادلة (2) نحصل على:

3. $CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(graphite)} + O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +393.5\ kJ$

وبجمع المعادلتين (1) و (3) نحصل على المعادلة المطلوبة:

1. $C_{(diamond)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -395.4\ kJ$
3. $CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(graphite)} + O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +393.5\ kJ$

$$C_{(diamond)} \longrightarrow C_{(graphite)} \quad \Delta H^\circ = -1.9\ kJ$$

فقرة إثرائية

معلومات إضافية

- يجب التمييز بين حرارة التفاعل والحرارة التي تعكس حركة الجسيمات في المادّة.
- تشتقّ كلمة إنثالبي Enthaply من اليونانية وتعني "الحرارة من الداخل".
- يرمز الحرف اليوناني "Δ" إلى "التغيّر في" وتُقرأ (دلتا).

تجربة 2

1. أعد ضبط جهاز رقمي لقياس درجة الحرارة على حرارة الغرفة.
2. أضف ملعقة صغيرة من هيدروكسيد الباريوم المائي وملعقة صغيرة من كلوريد الأمونيوم إلى الكأس الزجاجية.
3. اخلط الموادّ وضع إلكترود مقياس الحرارة في الخليط.

- ما قيمة الحرارة على الجهاز الرقمي؟ **[يظهر الجهاز أنّ الحرارة تنخفض إلى 5.8 °C]**
- ماذا تعني هذه النتيجة؟ **[أُضيف هيدروكسيد الباريوم المائي إلى كلوريد الأمونيوم عند حرارة الغرفة، ما يعني أنّ الحرارة تدنّت بسبب حدوث تفاعل ماصّ للحرارة.]**

6.2 مناقشة

راجع مع الطلاب أنواع التفاعلات الحرارية: تفاعلات ماصة للحرارة وتفاعلات طاردة للحرارة. وأشر للطلاب أن الحرارة هي الطاقة التي يتبادلها النظام (أي التفاعل) مع محيطه. أشر أيضًا إلى أن هذه الحرارة يمكن أن تقاس بواسطة مسعر Calorimeter ولكن هذه العملية خارجة عن نطاق دراستنا.

ذكر الطلاب أنه يرمز إلى حرارة التفاعل بـ Q وهي كمية الحرارة الممتصة أو الطاردة كما يرمز إليها بـ ΔH وهي التغيّر بالإنثالبي.

أشر للطلاب أن معظم التفاعلات الكيميائية تحدث تحت ضغط جوي ثابت.

أعطهم مثالًا عن التفاعلات التي تجري في المختبر في أنابيب ودوارق مفتوحة مع محيطها ويكون الضغط تقريبًا هو الضغط الجوي.

أشر للطلاب أن الكيميائيين يعبرون عن كمية الحرارة المتبادلة عند الضغط الثابت بالإنثالبي H أو المحتوى الحراري وهي تعني الطاقة المختزنة في مول واحد من المادة. أشر أيضًا أن التغيّر في الإنثالبي ΔH عند ضغط ثابت يساوي الفرق بين الإنثالبي في نهاية العملية H_f والإنثالبي عند البداية H_i:

$$\Delta H = H_f - H_i$$

أشر للطلاب أن التغيّر في الإنثالبي $\Delta H_{reaction}$ لتفاعل ما يحتسب بمعرفة إنثالبي تكوين النواتج والمتفاعلات ΔH_f:

$$\Delta H_{reaction} = \Sigma \Delta H_{f\ products} - \Sigma \Delta H_{f\ reactants}$$

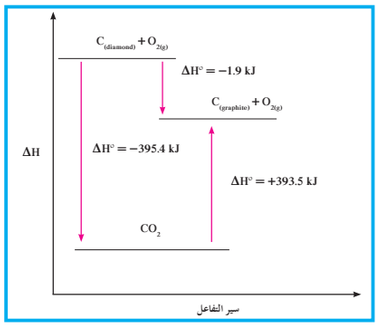
7.2 مناقشة [يجري الطالب النشاط (6) ص 27]

ذكر الطلاب أن بعض الصعاب تعترض الكيميائيين أحيانًا عندما يحاولون إيجاد ΔH لبعض التفاعلات. لذلك يستخدم الكيميائيون قانون هس لحساب كمية الحرارة المصاحبة لتفاعل ما، حيث يتعذر قياسها مخبريًا وذلك بسبب بطء التفاعل أو بسبب حدوث تفاعلات جانبية ينتج عنها مواد أخرى إلى جانب المواد المطلوبة.

ذكّر الطلاب بنص قانون هس:

«حرارة التفاعل لتفاعل كيميائي ما تساوي قيمة ثابتة سواء تم التفاعل مباشرة في خطوة واحدة أو في خطوات عدة».

إذًا، يتحوّل الألماس إلى جرافيت في عملية طاردة للحرارة (شكل 51).



شكل (51)
يُستخدم قانون «هس» لتعيين التغير في الإنثالبي لتفاعل كيميائي بطيء للغاية:
$C_{(diamond)} \longrightarrow C_{(graphite)}$

يعطي بعض التفاعلات نواتج أخرى إضافية إلى جانب الناتج المراد الحصول عليه. لنفترض أنّنا نريد تعيين الإنثالبي لتكوين مركّب أوّل أكسيد الكربون من عناصره طبقًا للتفاعل التالي:

$$C_{(graphite)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} \quad \Delta H^\circ = ?$$

فعلى الرغم من أنّ كتابة المعادلة سهلة، إلّا أنّ إجراء التفاعل في المختبر كما هو مكتوب في المعادلة أمر شبه مستحيل، نظرًا لتكوّن مركّب ثاني أكسيد الكربون (ناتج ثانوي) إلى جانب أوّل أكسيد الكربون (الناتج المراد الحصول عليه). لذلك، فإنّ حرارة التفاعل التي تُقاس في هذه الحالة هي محصّلة تكوّن كلّ من CO وCO_2 وليس CO بمفرده. ومع ذلك، يمكن حلّ هذه المشكلة باستخدام قانون «هس»:

1. $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -283.0$ kJ
2. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -393.5$ kJ
3. $CO_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +283.0$ kJ

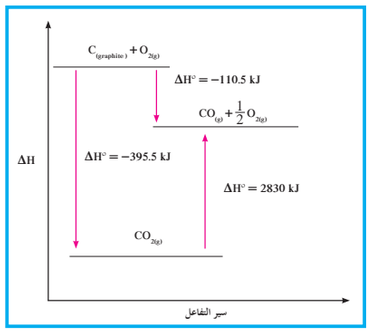
وبجمع المعادلتين (2) و (3) وحذف الكمّيات المتماثلة على جانبي السهم ($\frac{1}{2} O_2$ و CO_2 فحسب)، نحصل على معادلة تكوّن $CO_{(g)}$ انطلاقًا من عناصره، مع ملاحظة أنّه تمّ حذف $\frac{1}{2} O_{2(g)}$ فحسب من المعادلة النهائية كما هو موضّح في الشكل (52) والمعادلات التالية.

1. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -393.5$ kJ
2. $CO_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +283.0$ kJ
3. $C_{(graphite)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} \quad \Delta H^\circ = -110.5$ kJ/mol

فقرة إثرائية

معلومات إضافية

- يُعتبَر **الجول Joule** وحدة قياس كمّية الحرارة في النظام الدولي SI ورمزه (J). سُمّيت وحدة قياس كمّية الحرارة Joule نسبة للعالم البريطاني جايمز جول James Joule.
  $1\ J = 1\ kg.m^2.s^{-2}$.
- استخدم الكيميائيون والفيزيائيون في الماضي وحدة قياس تُسمّى **السعر الحراري Calory** وهي كمّية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء درجة واحدة ($1\ cal = 4.18\ J$).



شكل (52)
يُستخدم قانون «هس» لتعيين التغير الإنثالبي لتفاعل أوّل أكسيد الكربون مع الأكسجين:
$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$

مثال (1)

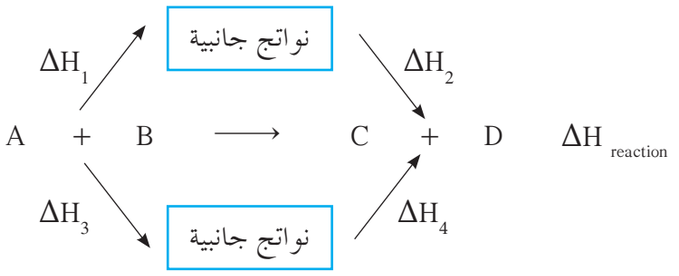
ما هي حرارة التفاعل القياسية ΔH° لتفاعل غاز أوّل أكسيد الكربون مع الأكسجين لتكوين غاز ثاني أكسيد الكربون؟

طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.**
   المعلوم: من الجدول (11)
   $\Delta H^\circ_f\ (O_{2(g)}) = 0$ kJ/mol
   $\Delta H^\circ_f\ (CO_{(g)}) = -110.5$ kJ/mol
   $\Delta H^\circ_f\ (CO_{2(g)}) = -393.5$ kJ/mol
   غير المعلوم:
   $\Delta H^\circ_r = ?$ kJ
   ابدأ بوزن معادلة التفاعل $CO_{(g)}$ مع $O_{2(g)}$ لتكوين $CO_{2(g)}$، ثمّ عيّن ΔH°_f مستخدمًا حرارات التكوين القياسية للموادّ المتفاعلة والناتجة.
2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**
   اكتب المعادلة الموزونة أوّلًا:
   $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$
   ثمّ اوجد واجمع ΔH°_f لجميع الموادّ المتفاعلة آخذًا بالاعتبار عدد مولات كلّ منها.

$$\Delta H^\circ_{f(Reactants)} = 2\ mol\ CO_{(g)} \times \frac{-110.5\ kJ}{1\ mol\ CO_{(g)}} + 1\ mol\ O_{2(g)} \times \frac{0\ kJ}{1\ mol\ O_{2(g)}} = -221.0\ kJ$$

أعطهم المثال التالي:



أشر للطلاب أن العلاقة التالية مثبتة مخبريًا:

$$\Delta H_{reaction} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H_3 + \Delta H_4$$

لذلك يمكن صياغة قانون هس كما يلي:

«عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة، تكون ΔH لأي تفاعل كيميائي مقدارًا ثابتًا، سواء تم هذا التفاعل في خطوة واحدة أو في خطوات عدة، على أن تكون المواد المتفاعلة والناتجة هي نفسها».

3. قيّم وتوسّع

3.1 تقييم استيعاب الطلّاب للدرس

اطلب إلى الطلّاب شرح طريقتين تسمحان للعلماء بتعيين حرارة التفاعل بطريقة غير مباشرة.

[إضافة معادلتين كيميائيتين حراريتين للوصول إلى المعادلة المطلوبة.

إيجاد الفرق بين حرارات التكوين القياسية لجميع الموادّ المتفاعلة وحرارات التكوين لجميع الموادّ الناتجة عن التفاعل.]

3.2 إعادة التعليم

من خلال المسائل، قم بتعيين حرارة التفاعل مستخدمًا الطرق التي سبق عرضها.

إجابات أسئلة الدرس 1–1

1. $\Delta H = -845.6$ kJ
2. $\Delta H = -196$ kJ
3. سوف تختلف الإجابات، لكّنها يجب أن تتضمّن فكرة أنّ المعادلات الكيميائية يمكن جمعها جبريًّا مع قيم تغيّر الإنثالبي الخاصّة بها للحصول على إنثالبي تفاعل كيميائي ما.
4. يجب أن تتغيّر إشارة ΔH.
5. التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة $\Delta H < 0$
   التفاعلات الكيميائية الماصّة للحرارة $\Delta H > 0$
   التفاعلات الكيميائية اللاحرارية $\Delta H = 0$

تابع مثال (1)

ثمّ اوجد ΔH°_f للناتج بطريقة مماثلة:

$$\Delta H^\circ_{f(Products)} = 2 \text{ mol } CO_{2(g)} \times \frac{-393.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CO_{2(g)}} = -787.0 \text{ kJ}$$

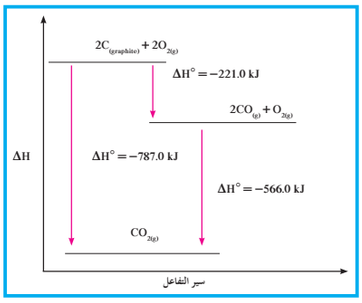
وأخيرًا أوجد الفرق بين ΔH°_f (للموادّ الناتجة) و ΔH°_f (للموادّ المتفاعلة).

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{f(Products)} - \Delta H^\circ_{f(Reactants)}$$

$$= (-787.0 \text{ kJ}) - (-221.0 \text{ kJ}) = -566.0 \text{ kJ}$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

قيمة ΔH° سالبة، ولهذا فإنّ التفاعل طارد للحرارة كما هو موضّح في الشكل (52). وهذه النتيجة منطقية لأنّ أكسيدة أوّل أكسيد الكربون هي تفاعل احتراق يؤدّي دائمًا إلى إنتاج حرارة.



شكل (53)

يُستخدَم قانون هس لتعيين التغيّر الإنثالبي لتفاعل أوّل أكسيد الكربون مع الأكسجين:

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$$

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. استخدِم حرارات التكوين القياسية لحساب حرارات التفاعل القياسية (ΔH°) للتفاعلات التالية:

   (أ) $Br_{2(g)} \longrightarrow Br_{2(l)}$
   الحلّ: −30.91kJ

   (ب) $CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
   الحلّ: 178.4 kJ

   (ج) $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$
   الحلّ: −113 kJ

2. حرارات التكوين للموادّ التالية متماثلة ما عدا مادّة واحدة، حدّد هذه المادّة. اشرح.

   $Na_{(s)}$، $O_{2(g)}$، $Br_{2(l)}$، $CO_{(g)}$، $Fe_{(s)}$، $He_{(g)}$

   الحلّ: CO مركّب والموادّ المتبقّية عناصر.

مراجعة الدرس 1–1

1. احسب التغيّر في الإنثالبي (ΔH) بالكيلوجول kJ للتفاعل التالي:

   $$2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + Al_2O_{3(s)}$$

   استخدِم التغيّرات في الإنثالبي لتفاعل احتراق الألمنيوم والحديد:

   $$2Al_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)} \qquad \Delta H^\circ_f = -1669.8 \text{ kJ}$$

   $$2Fe_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow F_2O_{3(s)} \qquad \Delta H^\circ_f = -822.1 \text{ kJ}$$

2. ما هي حرارة التفاعل القياسية (ΔH°) لتحلّل ماء الأكسجين؟

   $$2H_2O_{2(l)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

3. اكتب قانون هس للجمع الحراري بأسلوبك الخاصّ، واشرح أهمّية هذا القانون.
4. ماذا يحدث لإشارة ΔH عند كتابة التفاعل بطريقة عكسية؟ ولماذا؟
5. عدّد أنواع التفاعلات الكيميائية وحدّد رمز قيمة ΔH في كلّ منها.

مراجعة الوحدة الثالثة

الملخّص

وجّه الأسئلة التالية لمساعدة الطلّاب على تلخيص المعلومات التي تحتوي عليها الوحدة:

◄ عرّف حرارة التفاعل الكيميائي واربط التغيّرات الحرارية بأنواع التفاعلات الكيميائية.

[الحرارة هي الطاقة التي تتدفّق داخل النظام وخارجه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام ومحيطه. لذلك نقسم التفاعلات الكيميائية إلى:

– تفاعلات طاردة للحرارة (تتدفّق الحرارة من النظام إلى محيطه.)

– تفاعلات ماصّة للحرارة (تتدفّق الحرارة من المحيط إلى النظام.).]

◄ تتمثّل حرارة التفاعل بـ ΔH التغيير في الإنثالبي. عرّف ΔH وحدّد كيف يمكن استنتاج نوع التفاعل بالاستناد إلى ΔH.

[يساوي التغيير في الإنثالبي كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلقة خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت.

إذا كانت $\Delta H < 0$ يكون التفاعل طاردًا للحرارة.

إذا كانت $\Delta H > 0$ يكون التفاعل ماصًّا للحرارة.]

◄ ما هي المعادلة الرياضية التي تسمح بحساب ΔH لتفاعل ما؟

$$\Delta H_{(Reaction)} = \Delta H_{(Products)} - \Delta H_{(Reactants)}$$

◄ ما علاقة حرارة التفاعل بالروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعلة والموادّ الناتجة؟

[خلال التفاعل الكيميائي، تتحطّم الروابط التي تربط ذرّات مركّبات الموادّ المتفاعلة لكي تتمكّن هذه الذرّات من إعادة الترتيب لتشكّل موادّ ناتجة، حيث تكوّن الذرّات في ما بينها روابط جديدة. لذلك تكون حرارة التفاعل محصّلة تغيّرات الطاقة الناتجة عن تحطّم الروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعلة وتكوين الروابط الجديدة في الموادّ الناتجة.]

إضافة

اطلب إلى الطلّاب إجراء بحث عن بعض التطبيقات للكيمياء الحرارية في: الصناعة، الطبّ والتكنولوجيا.

وزّع الطلّاب في مجموعات صغيرة (ثلاثة طلّاب لكل مجموعة) واطلب إلى مجموعة معالجة إحدى هذه التطبيقات وربطها بالحياة اليومية، وكيف يمكن الاستفادة منها. ناقش الطلّاب ثمّ اطلب إلى بعض المجموعات عرض البحث على الفصل ومناقشته مع زملائهم.

مراجعة الوحدة الثالثة

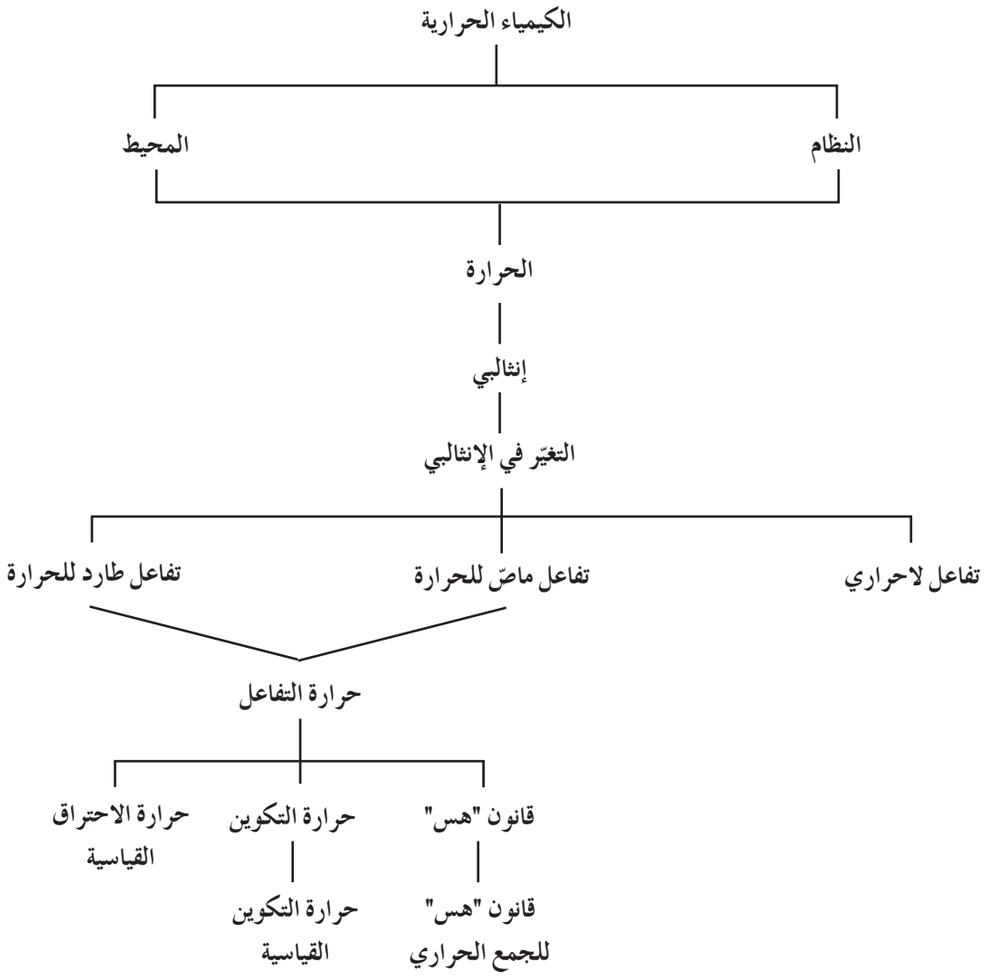
المفاهيم

إنثالبي	Enthalpy	التغيّر في الإنثالبي	Enthalpy (ΔH)
تفاعل طارد للحرارة	Exothermic Reaction	تفاعل ماصّ للحرارة	Endothermic Reaction
تفاعل لاحراري	Athermic Reaction	المحيط	Surrounding
الحرارة	Heat	حرارة الاحتراق القياسية	Standard Heat of Combustion
حرارة التفاعل	Heat of Reaction	حرارة التكوين	Heat of Formation
حرارة التكوين القياسية	Standard Heat of Formation	الكيمياء الحرارية	Thermochemistry
النظام	System	قانون هس	Hess's law
قانون هس للجمع الحراري	Hess's Law of Heat Summation		

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1–1) التغيّرات الحرارية

- الحرارة هي الطاقة التي تتدفّق داخل النظام وخارجه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام ومحيطه.
- تُقسَم التفاعلات الكيميائية إلى تفاعلات ماصّة للحرارة وتفاعلات طاردة للحرارة وتفاعلات لاحرارية بسبب التغيّرات الحرارية التي ترافقها.
- يساوي التغيّر في الإنثالبي ΔH كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلقة (الطاردة) خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت.
- حرارة التفاعل هي كمّية الحرارة التي تنطلق أو تُمتَصّ عندما يتفاعل مول واحد من الموادّ المتفاعِلة خلال تفاعل كيميائي لتتكوّن موادّ ناتجة.
- تكون حرارة التفاعل محصّلة تغيّرات الطاقة الناتجة عن تفكّك الروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعِلة وتكوين روابط جديدة في الموادّ الناتجة.
- تساوي حرارة التكوين القياسية لمركّب ما التغيّر في المحتوى الحراري (الإنثالبي ΔH) المرافق لتكوين مول واحد من هذا المركّب انطلاقًا من عناصره، تحت الظروف القياسية التالية: $T = 25\,^{\circ}C = 298\ K$ و $P = 1\ atm = 101.3\ kPa$.
- يمكن معرفة قيمة تغيّر التفاعل بشكل غير مباشر باستخدام قانون "هس" من خلال قانون "هس" للجمع الحراري.
- حرارة الاحتراق القياسية هي كمّية الحرارة المنطلقة عند احتراق 1 mol من مادّة عنصرية أو مركّبة احتراقًا تامًّا عند ظروف قياسية.



خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظّم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة.

تحقق من فهمك

1. تُمتَصّ الحرارة (الطاقة) في عملية تحطّم الروابط، وتُطرَد الحرارة (الطاقة) في عملية تشكّل الروابط.
2. يحدّد عدد الروابط وقوّتها التغيّر في طاقة التفاعل.
الكيمياء الحرارية هي فرع من فروع الكيمياء الفيزيائية التي تهتمّ بدراسة التغيّرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكميائية.
3. التفاعل الكيميائي الطارد للحرارة: $\Delta H < 0$
التفاعل الكيميائي الماصّ للحرارة: $\Delta H > 0$
التفاعل الكيميائي اللاحراري: $\Delta H = 0$
4. تساوي ΔH كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلقة في خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت.
$\Delta H < 0 \Leftarrow$ تفاعل طارد للحرارة
$\Delta H > 0 \Leftarrow$ تفاعل ماصّ للحرارة
5. تعرّف حرارة التكوين لمركّب ما بالتغيّر في المحتوى الحراري المصاحب لتكوين مول واحد من المركّب انطلاقًا من عناصره.
6. الظروف القياسية هي: $T = 25\,^{\circ}C = 298\ K$
$P = 1\ atm \approx 1\ bar = 101.3\ kPa$
7. النظام هو التفاعل الكيميائي الحراري.
المحيط هو ما يحيط بالنظام بدءًا من الكأس التي يجري فيها التفاعل وما يحيط بها.
8. التفاعل الكيميائي الطارد للحرارة يعطي الحرارة من النظام إلى المحيط وتكون $\Delta H<0$.
التفاعل الكيميائي الماصّ للحرارة يمتصّ الحرارة من المحيط إلى النظام وتكون $\Delta H>0$.
9. التغيّر في الإنثالبي ΔH هو كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلقة خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت.
يكون التغيّر في الإنثالبي ΔH لأيّ تفاعل كيميائي مقدارًا ثابتًا عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة. وسواء تمّ هذا التفاعل في خطوة واحدة أو في خطوات عدّة، فالتغيّر في الإنثالبي لا يتأثّر إلّا بالحالة الابتدائية للموادّ المتفاعلة والحالة النهائية للموادّ الناتجة.
10. تكتسب الجزيئات الحرارة، فتزداد حركتها.
11. يكتسب النظام الطاقة، فتتناقص حرارة المحيط وتبطئ حركة الجزيئات في المحيط.
12. تساوي حرارة التفاعل لتفاعل كيميائي ما قيمة ثابتة، سواء حدث هذا التفاعل بطريقة مباشرة في خلال خطوة واحدة أو في خلال خطوات عدّة.
عندما تُعكس المعادلة، تتغيّر إشارة ΔH أيضًا.
عند ضرب المعادلة الحرارية أو تقسيمها على عدد معيّن، تُقسم قيمة ΔH أيضًا أو تُضرب بذلك العدد.

تحقق من فهمك

1. ما الدور الذي تؤدّيه الطاقة في تفاعل كيميائي ما؟
2. ما الذي يحدّد التغيّر في الطاقة لتفاعل كيميائي ما؟ ما هي الكيمياء الحرارية؟
3. قارن بين المحتوى الحراري للموادّ المتفاعلة والمحتوى الحراري للموادّ الناتجة في تفاعل كيميائي ما (طارِد الحرارة، ماصّ للحرارة، لاحراري).
4. ما هو التغيّر في المحتوى الحراري ΔH؟ وماذا يعني رمز ΔH؟
5. عرّف حرارة التكوين لمركّب ما.
6. ماذا تعني الظروف القياسية عند تحديد حرارة التكوين لمركّب ما؟
7. قارن وباين بين النظام والمحيط.
8. قارن وباين بين المعادلات الماصّة وتلك الطاردة للحرارة من حيث تدفّق الحرارة ورمز التغيّر في المحتوى الحراري (الإنثالبي ΔH).
9. عرّف الإنثالبي واشرح كيف يعتمد قانون "هس" على حقيقة أنّ المحتوى الحراري (الإنثالبي) هو إحدى الخواصّ للحالة التي يتواجد فيها التفاعل الكيميائي.
10. كيف تتأثّر حركة الجزيئات في نظام ما عندما تزداد درجة الحرارة؟
11. إذا امتصّ نظام ما الطاقة بشكل حرارة، ماذا يحصل لحركة الجزيئات في محيطه؟
12. علامَ ينصّ قانون "هس"؟ اذكر مبدأين يُستخدَمان عند جمع المعادلات الكيميائية.

اختبر مهاراتك

1. لكلّ من التفاعلات الكيميائية التالية، حدّد ΔH ونوع التفاعل (ماصّ للحرارة أو طارِد للحرارة).
   (أ) $C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 393.5\ kJ$
   (ب) $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(g)} + 198\ kJ$
   (ج) $CaCO_{3(s)} + 176\ kJ \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
   (د) $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 890\ kJ$
   (هـ) $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + 44\ kJ$
2. اعد كتابة كلّ من التفاعلات التالية وضع قيمة ΔH في المعادلة، ثمّ حدّد نوع التفاعل (ماصّ للحرارة أو طارِد للحرارة).
   (أ) $3CO_{(g)} + Fe_2O_{3(s)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}\ \Delta H = -24.7\ kJ$
   (ب) $2NO_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}\ \Delta H = +114.2\ kJ$
   (ج) $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}\ \Delta H = -1411\ kJ$
   (د) $N_{2(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow N_2H_{4(l)}\ \Delta H = +50.63\ kJ$
3. يُعتبَر الأمونيا غاز عديم اللون له رائحة نفّاذة في حالته الطبيعية، ويُستخدَم بشكل أساسي في إنتاج الأسمدة الكيميائية النيتروجينية، وصيغته NH_3. يُحضَّر الأمونيا من عنصري النيتروجين والهيدروجين بحسب المعادلة التالية التي تحدث تحت ضغط ثابت:
   $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}\ \Delta H = -91.8\ kJ$
   احسب كمّية الحرارة المنطلقة عندما يتكوّن 680 kg من الأمونيا.
   علمًا أنّ: (H) = 1، (N) = 14

اختبر مهاراتك

1. **(أ)** $\Delta H = -393.5$ kJ؛ تفاعل طارد للحرارة
(ب) $\Delta H = -198$ kJ؛ تفاعل طارد للحرارة
(جـ) $\Delta H = +176$ kJ؛ تفاعل ماصّ للحرارة
(د) $\Delta H = -890$ kJ؛ تفاعل طارد للحرارة
(هـ) $\Delta H = -44$ kJ؛ تفاعل طارد للحرارة

2. **(أ)** $3CO_{(g)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_2 + 24.7$ kJ
تفاعل طارد للحرارة
(ب) $2NO_{2(g)} + 114.2$ kJ $\rightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$
تفاعل ماصّ للحرارة
(جـ) $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 1411$ kJ
تفاعل طارد للحرارة
(د) $N_{2(g)} + 2H_{2(g)} + 50.63$ kJ $\rightarrow N_2H_{4(l)}$
تفاعل ماصّ للحرارة

3. اكتب المعادلة الحرارية:
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)} + 91.8$ kJ
توضّح هذه المعادلة أنّ 2 mol من NH_3 تطلق 91.8 kJ.
الكتلة المولية للأمونيا هي M.wt. = 17 g/mol.
ما يعني أنّ 34 g من الأمونيا يطرد 91.8 kJ.
تكون كمّية الحرارة المنطلقة $Q = \frac{680 \times 10^3 \times 91.8}{34}$
$Q = 1.836 \times 10^6$ kJ

4. **(أ)** المعادلة الحرارية الموزونة لتفاعل احتراق الميثان:
$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + 890$ kJ/mol
(ب) الكتلة المولية للميثان: $M.wt.(CH_4) = 16$ g/mol،
ما يعني أنّ 16 g من الميثان يطلق 890 kJ.
تكون كمّية الحرارة التي تُطلَق عند احتراق 48 g من الميثان: $Q = \frac{48 \times 890}{16} = 2670$ kJ
(جـ) كمية الحرارة المنطلقة عند انطلاق 2.5 mol من الميثان: $Q' = 2.5 \times 890 = 2255$ kJ

5. $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$
(أ) طبّق المعادلة:
$\Delta H_{(Reaction)} = \Delta H_{(Products)} - \Delta H_{(Reactants)}$
$\Delta H_{(Reaction)} = [6\Delta H(CO_2) + 6\Delta H(H_2O)] - [\Delta H(C_6H_{12}O_6) + 6\,\Delta H(O_2)]$
استبدل حرارة التكوين لكلّ ناتج ومتفاعل واحسب $\Delta H_{(Reaction)}$.
$\Delta H_{(Reaction)} = -2807.8$ kJ/mol
(ب) الكتلة المولية للجلوكوز:
$M(C_6H_{12}O_6) = 180$ g/mol
حساب كتلة الجلوكوز للإطلاق 94 kJ من الحرارة:
$m = \frac{180 \times 94}{2807.8} \approx 6$ g

4. الميثان هو مركّب كيميائي عضوي يُعَدّ من أبسط الهيدروكربونات (الألكانات) وله الصيغة الكيميائية CH_4، ويشكّل أحد غازات الانحباس الحراري. يُعتبَر الميثان أحد أنواع الوقود المهمّة. يُستخدَم بشكل أساسي في عمليات الاحتراق للحصول على الطاقة.
(أ) اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لهذا التفاعل، علمًا أنّ 1 mol من الميثان يحترق كلّيًا بوجود غاز الأكسجين ليطلق كمّية من الحرارة قدرها 890 kJ/mol في الظروف القياسية.
(ب) احسب كمّية الحرارة التي تنطلق عند احتراق 48 g من الميثان.
(جـ) احسب كمّية الحرارة التي تنطلق عند احتراق 2.5 mol من الميثان.

5. يُعَدّ الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ من أبسط الكربوهيدرات وهو المصدر الرئيس لطاقة معظم الكائنات الحية بما فيها الإنسان. ينتج الجلوكوز عن عملية التمثيل الضوئي في النبات الأخضر. تحتوي بعض الفاكهة، مثل العنب والتين، على نسبة كبيرة من الجلوكوز، لذلك يُسمّى سكّر العنب. عند استهلاك النشويات أو الفاكهة أو غيرها من الأطعمة الغنية بالنشويات، يتفاعل الجلوكوز في جسم الإنسان بحسب المعادلة التالية:
$C_6H_{12}O_{6(l)} + 6O_{2(g)} \longrightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \quad \Delta H = ?$
(أ) احسب حرارة التفاعل ΔH° باعتبار أنّ حرارة التكوين القياسية للموادّ المتفاعلة والموادّ الناتجة هي التالية:
$\Delta H^\circ_f (C_6H_{12}O_6) = -1268$ kJ/mol
$\Delta H^\circ_f (O_2) = 0$
$\Delta H^\circ_f (CO_2) = -393.5$ kJ/mol
$\Delta H^\circ_f (H_2O_{(l)}) = -285.8$ kJ/mol
(ب) احسب كتلة الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ اللازمة لإنتاج 94 kJ من الحرارة.
علمًا أنّ: (H) = 1، (C) = 12، (O) = 16

6. يتمثّل بعض التفاعلات الكيميائية الحرارية بالمعادلات التالية:
(أ) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_1 = -571$ kJ
(ب) $C_3H_{4(g)} + 4O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_2 = -1943.71$ kJ
(جـ) $C_3H_8 + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)} \quad \Delta H_3 = -2215.4$ kJ
احسب كمّية الحرارة ΔH للتفاعل التالي:
$C_3H_{4(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow C_3H_8$
هل هذا التفاعل طارد أو ماصّ للحرارة؟

7. توضّح المعادلة التالية تفاعلًا كيميائيًا حراريًا:
$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} + X$ kJ
احسب X بالاعتماد على المعادلات التالية:
(أ) $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 566$ kJ
(ب) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} + 483.6$ kJ
(جـ) $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + 802.5$ kJ

6. تطبيق قانون هس:

اجمع المعادلتين (أ) و(ب) مع المعادلة (جـ) معكوسة، فتنتج المعادلة التالية:

$$C_3H_{4(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)} \quad \Delta H = ?$$

اجمع الإنثالبي $\Delta H_{(reaction)} = (-\Delta H_3) + \Delta H_2 + \Delta H_1$

$$\Delta H_{(reaction)} = \Delta H = -299.3 \text{ kJ}$$

بما أنّ ΔH سالبة، فإنّ التفاعل طارد للحرارة.

7. اضرب المعادلة (أ) $\times \frac{1}{2}$:

$$CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + \frac{566}{2} \text{ kJ}$$

اضرب المعادلة (ب) $\times \frac{3}{2}$:

$$3H_{2(g)} + \frac{3}{2} O_{2(g)} \rightarrow 3H_2O_{(g)} + \frac{3}{2} \times 483.6 \text{ kJ}$$

اعكس المعادلة (جـ):

$$CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} - 802.5 \text{ kJ}$$

اجمع المعادلات الثلاث:

$$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + H_2O + Q_{reaction}$$

$$Q_{reaction} = \frac{566}{2} + \frac{3 \times 483.6}{2} - 802.5 = 205.9 \text{ kJ}$$

مشاريع الوحدة

1. ناقش مع الطلّاب الأبحاث التي قاموا بها، واختر بحثين أو ثلاثة، ثمّ اطلب إليهم عرضها على الفصل ومناقشتها.
2. تختلف الإجابة وفق اختيارات الطلّاب. فمن الضروري توجيه الطلّاب لكي يختاروا بشكل مناسب الموادّ الغذائية وغيرها، مع الإشارة إلى المضاعفات الجانبية على الصحّة. مثال: الإكثار من الدهنيات والسكّريات وغيرها.
3. تختلف الإجابات. على الطلّاب أن يحدّدوا في خياراتهم نوع العملية، فيزيائية كانت أو كيميائية، كما عليهم تحديد ما إذا كانت هذه العملية طاردة أو ماصّة للحرارة.
4. يمكن أن يختار الطلّاب أيّ منتج غذائي، على أن يكون ملصق مكوّنات المنتج واضحًا، مع تحديد المكوّنات (وزنها وسعراتها الحرارية) لكي يتمكّن الطالب من إعداد الجدول وحساب السعرات الحرارية.

مشاريع الوحدة

1. اجرِ بحثًا في مكتبة المدرسة أو استعن بأيّ مرجع عن تاريخ دراسة الحرارة في العمليات الفيزيائية والكيميائية، وكيف أدّت هذه الدراسة إلى اكتشاف الطاقة واستخلاص قانون حفظ الطاقة.
2. تتبّع كمّية السعرات الحرارية الموجودة في طعامك ليوم واحد. حوّل هذه الكمّية من السعرات الحرارية إلى جول مستعينًا بالمعادلة التالية: 1 food Cal = 1000 cal = 4.18 kJ
قارن بين مجموع السعرات التي تناولتها والسعرات التي تناولها زملاؤك في الصفّ. هل مجموع هذه السعرات يتوافق مع ما ينصح به اختصاصيّو التغذية.
3. حاول أن ترصد عمليات تحدث في أحد الأيّام في المدرسة أو في البيت أو على الطريق. سجّل ما إذا كانت هذه العمليات فيزيائية أو كيميائية. حدّد ما إذا كانت هذه العمليات ماصّة أو طاردة للحرارة.
4. رافق والديك إلى المتجر للتبضّع. اختر المنتجات الغذائية المفضّلة لديك. حاول أن تجد الملصق الذي يعدّد مكوّنات هذا المنتَج مع كمّيات السعرات الحرارية الموافقة لكلّ مكوّن. ضع جدولًا مفصّلًا واحسب قيمة السعرات الحرارية الموجودة في 100 g من هذا المنتَج.

المكوّنات	الكمّية في 100 g	عدد السعرات

نشاط 1 الإلكتروليتات

التحليل والاستنتاجات

1. المركّبات الإلكتروليتية: $MgSO_4$؛ NaCl؛ Na_2CO_3؛ $NaHCO_3$ و KCl
المركّبات غير الإلكتروليتية: سكّر الطعام؛ دقيق الذرة.
2. كلّا، لأنّ في الحالة الصلبة تحتلّ الأيونات مواقع ثابتة.
3. سكّر الطعام ودقيق الذرة كلاهما مركّب تساهمي.
إذا كان لدينا مركّب إلكتروليتي، يتفكّك إلى أيونات سالبة (أنيون) وموجَبة (كاتيون) عند إذابته في الماء.

أنت الكيميائي

1. $NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$
$MgSO_{4(s)} \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$
$KCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
2. الإلكتروليتات القويّة: NaOH ، HNO_3 ، H_2SO_4 ، HCl.
الإلكتروليتات الضعيفة: CH_3COOH.
الغير الإلكتروليتات: الكحول الطبّي والماء المقطَّر.

نشاط 2 المحاليل والغرويات

التحليل والاستنتاجات

1. نشا الذرة غير المذاب.
2. جسيمات نشا الذرة تعكس الضوء.
3. (نعم) للغروي و(لا) للمعلَّق.
4. نظرًا لأنّ كلًّا من سكّر القصب أو ملح الطعام سوفُ يكوّنان محلولًا فإنّ مسار الضوء لن يكون مرئيًّا.
5. نظرًا لعدم ذوبان كلّ من الدقيق أو الحليب، فإنّ مسار الضوء سوف يكون مرئيًّا.
6. لا نستطيع التصنيف باستخدام هذه الطريقة، ولكن يجب الانتظار حتّى يستقرّ في القاع أو نستخدم طريقة الترشيح.

نشاط 3 تفاعلات الترسيب: تكوين الموادّ الصلبة

التحليل والاستنتاجات

1. $2AgNO_{3(aq)} + Na_2CO_{3(aq)} \rightarrow Ag_2CO_{3(s)} + 2NaNO_{3(aq)}$
$3Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2Na_3PO_{4(aq)} \rightarrow Pb_3(PO_4)_{2(s)} + 6NaNO_{3(aq)}$
2. عند التفاعل الكيميائي بين $NaOH_{(aq)}$ و $CaCl_{2(aq)}$ ، يتكوّن راسب أبيض.
3. يحصل التفاعل الكيميائي بين $Na_2SO_{4(aq)}$ و $AgNO_{3(aq)}$
التفاعل بين $NaCl_{(aq)}$ و $AgNO_{3(aq)}$ يُمكِن أن يُعطي نتائج مماثلة. إذ إنّ التفاعلين يتميّزان بتكوّن راسب أبيض.
4. $Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Pb(OH)_{2(s)} + 2NaNO_{3(aq)}$
$Pb(NO_3)_{2(aq)} + Na_2CO_{3(aq)} \rightarrow PbCO_{3(s)} + 2NaNO_{3(aq)}$

5. $(Pb^{2+}_{(aq)} + 2NO^{-}_{3(aq)}) + 2(Na^{+}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}) \rightarrow Pb(OH)_{2(s)} + 2Na^{+}_{(aq)} + 2NO^{-}_{3(aq)}$

$Pb^{2+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)} \rightarrow Pb(OH)_{2(s)}$

$(Pb^{2+}_{(aq)} + 2NO^{-}_{3(aq)}) + (2Na^{+}_{(aq)} + CO^{2-}_{3\ (aq)}) \rightarrow PbCO_{3(s)} + 2(Na^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3(aq)})$

$Pb^{2+}_{(aq)} + CO^{2-}_{3\ (aq)} \rightarrow PbCO_{3(s)}$

أنت الكيميائي

1. $KI_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \rightarrow AgI_{(s)} + KNO_{3(aq)}$

$(K^{+}_{(aq)} + I^{-}_{(aq)}) + (Ag^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3(aq)}) \rightarrow AgI_{(s)} + (K^{+}_{(aq)} + NO^{-}_{3(aq)})$

$Ag^{+}_{(aq)} + I^{-}_{(aq)} \rightarrow AgI_{(s)}$

راسب أصفر باهت

$BaCl_{2(aq)} + K_2CrO_{4(aq)} \rightarrow BaCrO_{4(s)} + 2KCl_{(aq)}$

$(Ba^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}) + (2K^{+}_{(aq)} + CrO^{2-}_{4\ (aq)}) \rightarrow BaCrO_{4(s)} + 2\ (K^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)})$

$Ba^{2+}_{(aq)} + CrO^{2-}_{4\ (aq)} \rightarrow BaCrO_{4(s)}$

راسب أصفر

2. $2NaCl_{(aq)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow 2NaNO_{3(aq)} + PbCl_{2(s)}$

راسب أبيض

نفس الخطوات التي اتُّبِعت في بداية النشاط.

3. 1. أحضِر ملح طعام صلب (ملعقتان).

2. أُمزجه مع كميّة قليلة من الماء (100 mL) لتحضير محلول مالح.

3. أضِف إلى المحلول نقطتين أو أكثر من محلول $PbCl_2$.

إذا تكوّن راسب أصفر فهذا يدلّ على وجود اليود في ملح الطعام.

نشاط 4 تحضير محلول

أنت الكيميائي

1. $n = \frac{m_s}{M.wt.} = \frac{5.85}{58.5} = 0.1\ mol$

2. $C_M = \frac{m}{V} = \frac{0.1}{0.1} = 1\ mol/L$

3. $\%\ NaCl = \frac{m_{NaCl}}{m_{solution}} \times 100$

$= \frac{5.85}{105.85} \times 100$

$= 5.53\%$

4. $C_M = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.1 + 0.1} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5\ mol/L$

نعم سيُصبِح المحلول أقلّ تركيزًا، إذ إنّ إضافة الماء تُقلِّل أو تُخفِّف من تركيزه.

نشاط 5 درجة الغليان ودرجة التجمّد

التحليل والاستنتاجات

1. تتزايد درجة الغليان.
2. تتزايد
3. تتناسب درجة الغليان تناسبًا طرديًا مع تركيز المحلول.
4. $\Delta T_{bp} = K_{bp} . \frac{m_s}{M.wt.} . kg_{solvent}$
5. تتناقص درجة التجمد، $Kbn = 0.512\ ^{\circ}C/m$.
6. تتناقص، $Kfp = 1.86\ ^{\circ}C/m$.
7. تتناسب درجة التجمد تناسبًا طرديًا مع تركيز المحلول.
8. $\Delta T_{fp} = K_{fp} . \frac{m_s}{M.wt.} . kg_{solvent}$

نشاط 6 حرارة التفاعل، قانون هس

التحليل والاستنتاجات

1. طبق المعادلة $n = \frac{m_s}{M.wt.}$ حيث m_s هي كتلة المغنيسيوم و M.wt. كتلته المولية.
عدد المولات n هو: $n = \frac{0.4}{24} = 0.017\ mol$
2. $Mg_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow MgO_{(s)}$

$$\frac{n(Mg)}{1} = \frac{n(MgO)}{1} \Rightarrow n_{(MgO)} = 0.017\ mol$$

3. طبقًا للمعادلة السابقة $\Delta H = m_1.c_1(t_2 - t_1) + m_2.c_2(t_2 - t_1)$، يمكن حساب كمّية الحرارة التي يتبادلها النظام مع محيطه عند تفاعل 0.017 mol من المغنيسيوم.
تستبدل الكتل t_1 و t_2 و m_1 و m_2 بالقيم التي نحصل عليها خلال التجربة، تكون ΔH_1 لمول من المغنيسيوم: $\Delta H_1 = \frac{\Delta H}{0.017}$.
4. تطبّق المعادلة $\Delta H = m_1.c_1(t_2 - t_1) + m_2.c_2(t_2 - t_1)$ مع الأخذ بعين الاعتبار القيم التي تحصل عليها خلال الاختبار.
ثمّ نحسب: $\Delta H_2 = \frac{\Delta H}{0.015}$.
ملاحظة: 0.015 mol يساوي عدد المولات لأكسيد المغنيسيوم الذي له كتلة 0.6g.
5. ملاحظة: عند حساب ΔH لكلّ من التفاعلات (المغنيسيوم مع الحمض وأكسيد المغنيسيوم مع الحمض)، يجب الأخذ بعين الاعتبار المادّة التي يتكوّن منها المسعّر الحراري (c_1) والحرارة النوعية للماء هي (c_2).

ملاحظات