



وزارة التربية

الكيمياء 12

الصف الثاني عشر

الجزء الأول



كتاب المعلم

المرحلة الثانوية

الطبعة الثانية

الكيمياء



وزارة التربية

12

الصف الثاني عشر

كتاب المعلم

الجزء الأول

المرحلة الثانوية

اللجنة الإشرافية لدراسة ومواءمة سلسلة كتب العلوم

أ. ليلي علي حسين الوهيب (رئيساً)

أ. سعاد عبد العزيز الرشود

أ. مصطفى محمد مصطفى

أ. فتوح عبد الله طاهر الشمالي

أ. تهاني ذعار المطيري

الطبعة الثانية

1446هـ

2025 / 2024 م

فريق عمل دراسة ومواءمة كتب الكيمياء للصف الثاني عشر الثانوي

أ. علي محمد محمد الششتاوي

أ. فتحية محمد رضا سيد هاشم

أ. طيف حمود العدواني

أ. نادية سعد الغريب

أ. ليالي غايب العتيبي

دار التّربويّون House of Education ش.م.م.م. وبيرسون إديوكيشن 2014

© جميع الحقوق محفوظة : لا يجوز نشر أيّ جزء من هذا الكتاب أو تصويره أو تخزينه أو تسجيله بأيّ وسيلة دون موافقة خطيّة من الناشر.

الطبعة الأولى 2015/2014 م

الطبعة الثانية 2017/2016 م

2024 / 2023 م

2025 / 2024 م



حضرة صاحب الجلالة الشيخ مشعل أحمد الجابر الصباح

أمير دولة الكويت

H.H. Sheikh Meshal AL-Ahmad AL-Jaber AL-Sabah
Amir Of The State Of Kuwait



سَمُو الشَّيْخِ صَبَّاحٍ خَالِدٍ الْحَمَّادِ السَّبَّاحِ
وَلِيِّ عَمَلِ دَوْلَةِ الْكُوَيْتِ

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

مقدمة

الحمد لله رب العالمين، والصلاة والسلام على سيد المرسلين، محمد بن عبد الله 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.

وما يجب التأكيد عليه، أن المنهج عبارة عن كم الخبرات التربوية والتعليمية التي تُقدم للمتعلم، وهذا يرتبط أيضًا بعمليات التخطيط 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. إيماناً بأهميتها وانطلاقاً 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. مؤكداً 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 الصلة 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 الأول

الوحدة الأولى: الغازات

الوحدة الثانية: سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي

الوحدة الثالثة: الأحماض والقواعد

الجزء الثاني

الوحدة الرابعة: الأملاح ومعايرة الأحماض والقواعد

الوحدة الخامسة: المشتقات الهيدروكربونية

الوحدة السادسة: الكيمياء الحيوية

محتويات الجزء الأول

15	الوحدة الأولى: الغازات
17	الفصل الأول: سلوك الغازات
18	الدرس 1-1: خواص الغازات
21	الدرس 1-2: العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز
24	الفصل الثاني: قوانين الغازات
25	الدرس 1-2: قوانين الغازات
32	الدرس 2-2: الغازات المثالية
37	الدرس 2-3: الجسيمات الغازية: مخاليطها وحركتها
44	أسئلة مراجعة الوحدة الأولى
48	الوحدة الثانية: سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي
50	الفصل الأول: سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي
51	الدرس 1-1: سرعة التفاعل
56	الدرس 1-2: التفاعلات العكوسة واللاتزان الكيميائي

63	 الفصل الثاني: الإنتروبي
64	 الدرس 2-1: تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما
70	 أسئلة مراجعة الوحدة الثانية
73	 الوحدة الثالثة: الأحماض والقواعد
75	 الفصل الأول: الأحماض والقواعد
76	 الدرس 1-1: وصف الأحماض والقواعد
82	 الدرس 2-1: تسمية الأحماض والقواعد
86	 الدرس 3-1: كاتيونات الهيدروجين والحموضة
93	 الدرس 4-1: قوة الأحماض والقواعد
102	 أسئلة مراجعة الوحدة الثالثة

الهدف الشامل للتربية في دولة الكويت

تهيئة الفرص المناسبة لمساعدة الأفراد على النمو الشامل المتكامل روحياً وخلقياً وفكرياً واجتماعياً وجسمانياً 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 عامة.

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 وخواصها، والتغيرات التي تحدث لهذه المواد، وأسباب حدوثها، والطرق والأساليب التي تمكن الإنسان من الحصول عليها. وعلم الكيمياء له أهمية كبرى في حياتنا اليومية، فهو يبتكر مواد ومركبات تعزز رُقي الإنسان، وتساعد في تقدمه ورفاهيته.

الأهداف المعرفية

يتعرف المفاهيم، والمبادئ، والحقائق العامة لعلم الكيمياء:

- الغازات
- سرعة التفاعل الكيميائي والاتزان الكيميائي
- الأحماض والقواعد
- الأملاح ومعايرة الأحماض والقواعد
- المجموعة الوظيفية والتفاعلات العضوية
- الكيمياء الحيوية

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 علميًا يتميز بسعة الأفق، والموضوعية والعقلانية، واحترام آراء الآخرين، وتقبل وجهات النظر المغايرة المستندة إلى أدلة علمية سليمة، وحب الاستطلاع الموجه، والتواضع، والأمانة العلمية.
5. يتعرف خواص العلم التجريبي الذي يقوم عليه علم الكيمياء.
6. يكتسب الخطوات المتبعة 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، الميول والاتجاهات)

1. يتذوق العلم، ويقدر جهود العلماء ودورهم في تقدم العلم والإنسانية.
2. يقدر دور العلماء وإسهاماتهم في تطور علم الكيمياء.
3. يقدر أثر علم الكيمياء في تطور التقنية، وأثره على تطور المجتمع ورفاهيته 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. يقدر الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.
6. يقدر الأهمية الاقتصادية لبعض المواد، وتأثيراتها على الصحة العامة والبيئة.

مخطط الوحدة الأولى: الغازات

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1 . سلوك الغازات	1-1 خواص الغازات	• وصف فرضيات الجسيمات الغازية. • شرح كيفية ارتباط الطاقة الحركية للجسيمات الغازية بدرجة الحرارة المطلقة (كلفن).	1	اكتشف بنفسك: ملاحظة التغيرات الحجمية
	2-1 العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز	• شرح تأثير كمية الغاز وحجم الوعاء الذي يحتويه ودرجة الحرارة في ضغط الغاز. • توضيح تأثير التغيرات في الضغط الذي يبذله الغاز على الإناء الذي يحتويه.	1	
	1-2 قوانين الغازات	• تعريف نصّ قانون بويل وقانون تشارلز وقانون جاي - لوساك والقانون الموحد للغازات. • تطبيق قوانين الغازات على المسائل التي تشمل درجة الحرارة، الحجم وضغط الغاز المحبوس.	4	الكيمياء الرياضية: حلّ المعادلات
2 . قوانين الغازات	2-2 الغازات المثالية	• حساب كمّية الغاز عند أيّ ظروف معيّنة من الضغط، الحجم ودرجة الحرارة. • التمييز بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي.	3	ارتباط الكيمياء بالفيزياء: الكريوستات (ترموس)
	2-3 الجسيمات الغازية: مخالطتها وحركتها	• ذكر فرضية أفوجادرو، قانون دالتون للضغوط الجزئية. • حساب عدد مولات، كتل وحجوم غازات عند درجة الحرارة والضغط القياسيين. • حساب الضغوط الجزئية.	2	ارتباط الكيمياء بالرياضة: الغازات والغوص تحت الماء
	حلّ أسئلة مراجعة الوحدة		2	
إجمالي عدد الحصص			13	

مفصول الوحدة

- الفصل الأول
- سلوك الغازات
- الفصل الثاني
- قوانين الغازات

أهداف الوحدة

- يتعرف ويستعمل النظرية الحركية ليتعرف تأثير تغير عدد الجسيمات، الكتلة، الحرارة، الضغط والحجم في الغازات.
- يحدد فرضيات النظرية الحركية للغازات، ويحدد معنى الغاز المثالي والغاز الحقيقي.
- يصف الشروط التي تسمح للغاز الحقيقي بالحيود عن سلوك الغاز المثالي.
- يتعرف المخاليط الغازية الجزيئية وقانون دالتون للضغط الجزيئية الذي يحدد العلاقة بين الضغط الجزيئية للغازات ووضعه.
- يتعرف العلاقة بين عدد مولات الغازات في الخليط ومجموع مولات الخليط عندما يكون الحجم والحرارة ثابتين.

معالم الوحدة

- اكتشف بنفسك: ملاحظة التغيرات الحجمية
- الكيمياء الرياضية: حل المعادلات
- ارتباط الكيمياء بالفيزياء: الكريوستات (ترموس)
- ارتباط الكيمياء بالرياضة: الغازات والغوص تحت الماء



الأرصاء الجزيئية علم يدرس أحوال الطقس ويحاول توقعها بتحليل مجموعة من التغيرات أهمها الضغط الجزيئي، الحرارة، سرعة الرياح واتجاهها، ودرجة الرطوبة. ولأن الهواء الساخن أقل كثافة من الهواء البارد، ترتفع كتل الهواء الساخن فوق كتل الهواء البارد. ويكثر الهواء في مناطق الضغط الجزيئي المرتفع عنه في مناطق الضغط الجزيئي المنخفض. وبما أن حركة الهواء في الغلاف الجزيئي هي حركة حرة، يؤدي هذا الاختلال إلى تحرك واسع للكتل الهوائية، فيتقل الهواء من مناطق الضغط الجزيئي المرتفع إلى مناطق الضغط الجزيئي المنخفض. وترتبط هذه الظواهر بظواهر أخرى أيضاً يحاول علم الأرصاد الجزيئية دراستها وتوقعها.

اكتشف بنفسك

ملاحظة التغيرات الحجمية

- لإجراء هذا النشاط يجب توفر ما يلي: بالون مستدير، قلم تأخير، شريط قياس متر، تلاجع، نافذة تدخل منها أشعة الشمس.
- انفخ البالون واربطه جيداً، ثم استخدم قلم التأخير لرسم خطاً حول منتصف البالون يُمثل محيطه.
- ضع البالون في التلاجع لمدة نصف ساعة، ثم أخرجه وقس محيط البالون بسرعة وسجله بالسنتيمترات.
- عرض البالون لأشعة الشمس لمدة نصف ساعة، ثم قس محيط البالون وسجله بالسنتيمترات.
- افترض أن البالون كرة منتظمة واحسب حجمه بحسب كل محيط قمت بقياسه وسجلته، مُستخدماً العلاقة التالية:
$$V = \frac{4\pi r^3}{3}$$

علمنا أن، $r = \frac{P}{2\pi}$ حيث P محيط البالون و r نصف القطر
- ما الذي تلاحظه عن حجمي البالون اللذين سجلتهما عند درجتى الحرارة اللذين سجلتهما؟ استخدم نتائجك لتقترح علاقة بين درجة الحرارة والحجم عندما يظل الضغط ثابتاً. تأكد من صحة هذه العلاقة بعد دراستك للوحدة.

12

مكونات الوحدة

الفصل الأول: سلوك الغازات

الدرس 1-1: خواص الغازات

الدرس 1-2: العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز

الفصل الثاني: قوانين الغازات

الدرس 2-1: قوانين الغازات

الدرس 2-2: الغازات المثالية

الدرس 2-3: الجسيمات الغازية: مخاليطها وحركتها

مقدمة

تهدف دراسة الغازات إلى معرفة خواص الغازات بحسب النظرية الحركية التي يشمل المحتوى فرضياتها. سنعالج، في هذه الوحدة، المتغيرات التي تصف الغاز والعوامل التي تؤثر في ضغطه. وسندرس أيضاً القوانين الفيزيائية التي تُطبق على الغازات.

تتضمن الوحدة فصلين، سيدرس الطالب، في الفصل الأول، سلوك الغازات بناءً على النظرية الحركية، والخواص التي تميز الغازات من حيث التركيب وحركة الجسيمات العشوائية التي تكونها والمعروفة بالحركة البراونية، وما ينتج منها من ضغط على جوانب الوعاء الذي يحتوي على الغاز. وسيتعرف العوامل التي تؤثر في هذا الضغط أي كمية الغاز، حجم الوعاء ودرجة الحرارة. أما في الفصل الثاني، فسيدرس الطالب قوانين الغازات وهي قانون بويل الذي يدرس العلاقة بين الضغط والحجم، قانون تشارلز الذي يدرس العلاقة بين درجة الحرارة والحجم، قانون جاي - لوساك الذي يدرس العلاقة بين درجة الحرارة والضغط، والقانون الموحد للغازات الذي يجمع هذه القوانين كلها في معادلة واحدة. وسيدرس الطالب الغازات المثالية والجزيئات الغازية ومخاليطها وحركتها. وتشمل هذه الوحدة بعض التطبيقات، الأمثلة والتجارب العملية التي تعزز فهم الطالب.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

اطلب إلى الطالب تفحص الصورة الافتتاحية للوحدة وقراءة الفقرة المرافقة لها. أخبر الطالب أن الهدف الأساسي من إطلاق المناطيد المناخية هو جمع المعلومات واستخدامها للتوصل إلى نماذج تُبنى عليها توقعات الأحوال الجزيئية ويُتبع بفضلها التغير المناخي.

ثم وجه إليهم الأسئلة التالية:

• ما هي المواد التي تُستعمل في نفخ المناطيد؟ [يُستعمل الهواء

الساخن أو غاز الهيليوم.]

• ما الفرق بين المناطيد المعبأة بالهواء الساخن وتلك المعبأة

بالهيليوم؟ [يسمح الهيليوم للمناطيد بالارتفاع إلى الطبقات الجزيئية

العليا. أما مناطيد الهواء الساخن فهي محدودة الارتفاع.]

• ما هي الأسباب التي تؤدي إلى هذا الفرق؟ [يختلف الهيليوم

عن الهواء في كل من الحجم والتركيب. ولكن من أبرز الاختلافات أنه

أخف من الهواء ويسمح بالارتفاع إلى مسافة أعلى من دون الحاجة إلى

تسخين. أما الهواء الساخن فهو أخف من الهواء الموجود خارج المنطاد،

ويجب أن يظل ساخناً ليبقى كذلك. لذلك يرتفع إلى مستويات محدودة

لأن نسبة الأكسجين تقل في الطبقات الجزيئية العليا فيصبح تسخين الهواء

مهمة صعبة.]

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطالب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات، وإجراء القياسات والحسابات اللازمة، والإجابة عن الأسئلة الموجودة في افتتاحية الوحدة الأولى ص 12.

[يعود انتفاخ البالون عند تعرضه لأشعة الشمس إلى ازدياد ضغط الغاز

الموجود في داخله على جدران البالون، وعند انخفاض هذا الضغط بفعل

التبريد يتقلص حجم البالون.]

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الأولى

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. يحدّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:

النظرية الحركية، قانون بويل، قانون تشارلز، قانون جاي-لوساك، القانون الموحد للغازات، ثابت الغاز المثالي، فرضية أفوجادرو، الضغط الجزئي، قانون دالتون للضغوط الجزئية، غاز مثالي، قانون الغاز المثالي، غاز حقيقي والحجم المولي.

2. يتعرّف المفاهيم العلمية التالية:

• خواصّ الجسيمات الغازية.
• ارتباط الطاقة الحركية للجسيمات الغازية بدرجة الحرارة المطلقة (كلفن).

• تأثير كمية الغاز وحجم الوعاء الذي يحتوي عليه في ضغط الغاز.
• قانون بويل، قانون تشارلز، قانون جاي-لوساك والقانون الموحد للغازات.

• تطبيق قوانين الغازات على المسائل التي تشمل درجة حرارة غاز محبوس، حجمه وضغطه.

• حساب كمية الغاز عند أيّ ظروف معيّنة من الضغط، الحجم ودرجة الحرارة.

• التمييز بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي.

• فرضية أفوجادرو، قانون دالتون.

• حساب عدد مولات غازات ما وكتلتها وحجومها عند درجة الحرارة والضغط القياسيين.

3. يعطي أمثلة على التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة

ويفسّرهما، من مثل:

• البالونات التي تُطلق في الجوّ في المناسبات والأعياد، والمناطق التي يستخدمها الناس للتنقل والتنزه والرياضة.

• الوسائد الهوائية الموجودة في السيارات لحماية سائقيها من الإصابات الخطيرة عند وقوع حوادث مفاجئة.

• أساس عمل عبوات رذاذ من مثل عبوات الدهانات والمطهرات والمعطّرات إلخ.

• أساس عمل الترموس لحفظ حرارة المشروبات الساخنة والباردة.

الأهداف المهارية

أتوقع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

• تطبيق النظرية الحركية للغازات لتفسير بعض الظواهر في حياتنا اليومية من مثل انتفاخ أكياس البطاطا الجاهزة عند تعرّضها لأشعة الشمس وغيرها من الظواهر.

• استنتاج كيفية عمل الوسائد الهوائية لإنقاذ سائقي السيارات عند وقوع حوادث مفاجئة.

• استخدام المتغيّرات الأربعة أي الضغط، الحجم، درجة الحرارة المطلقة وعدد المولات لوصف غاز ما وتعرّف وحداتها.

• استنتاج القوانين الخاصّة بالغازات ومعرفتها من مثل قانون بويل، قانون تشارلز، قانون جاي - لوساك والقانون الموحد للغازات.

• تطبيق قوانين الغازات على المسائل التي تشمل درجة الحرارة، الحجم والضغط.

• التمييز بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي.

• إجراء بحوث واستثمار النتائج في فهم المعارف العلمية.

الأهداف الانفعالية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. الاتجاهات التالية:

• الدقة في تفسير مشكلة أو ظاهرة ما على أساس مفهومها العلمي.

• إجراء التجارب لتوضيح بعض الحقائق العلمية وإثباتها.

2. الميول العلمية المناسبة التالية:

• وضع خرائط للمفاهيم توضّح مفاهيم الوحدة.

• تخصيص ملفّ يجمع فيه الطالب البحوث والدراسات التي قام بها في خلال دراسته لهذه الوحدة.

3. أوجه التقدير التالية:

• تقدير الأهمية الاقتصادية لبعض استخدامات قوانين الغازات في الصناعة وتأثير بعضها في الصحة العامة والبيئة.

• تقدير الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.

• تقدير جهود العلماء عامّة، وعلماء الكيمياء خاصّة، وإسهاماتهم.

دروس الفصل

الدرس الأول

خواص الغازات

الدرس الثاني

العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز

كيف تتعرف وجود الهواء، وهو لا لون له ولا رائحة؟
هل سألت نفسك يوماً ما هي الرائحة الكريهة التي نشمها عندما يتسرب الغاز الطبيعي المستخدم في المنازل؟
تتواجد الغازات بكميات وافرة على كوكب الأرض. ولتمة عمليات طبيعية كثيرة تُستخدم فيها الغازات، منها عملية التنفس التي تؤمن عمل خلايا الإنسان. والهواء الذي نتنفسه هو خليط من غازات الأكسجين والنتروجين وثنائي أكسيد الكربون. خلال عملية البناء الضوئي، تستخدم النباتات ثاني أكسيد الكربون وتعطي الأكسجين.
وتُستخدم الغازات أيضاً في صناعة الوقود المستخدم في المحركات، والغاز المستخدم لنفخ المناطيد، وفي أجهزة التبريد والتكييف.



سلوك الغازات

دروس الفصل

الدرس 1-1: خواص الغازات

الدرس 1-2: العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز

تعرف الطالب في الصف السابع المادة، ووصف خواصها الرئيسية وترتيب جزيئاتها. وتعرف أيضاً أمثلة على المواد في الحالة الصلبة، الحالة السائلة والحالة الغازية.

في هذا الفصل، سوف يتعرف الطالب خواص الغازات أي قابليتها للتمدد، للامتزاج ببعضها البعض تدريجياً وللانضغاط. سوف يتعرف الطالب أيضاً العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز من مثل الحجم (V)، درجة الحرارة المطلقة (T) وعدد المولات (n).

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تمهيداً للدرس، ارسم على السبورة الجدول التالي واستعن بالطلاب لتكملته باستخدامهم المعلومات السابقة التي اكتسبوها في خلال السنوات الماضية.

حالة المادة	المادة الصلبة	المادة السائلة	المادة الغازية
الشكل	ثابت	متغير بحسب شكل الإناء الذي يحويه	متغير بحسب شكل الإناء الذي يحويه
الحجم	ثابت	ثابت	متغير بحسب حجم الإناء الذي يحويه
حركة الجسيمات	اهتزازية	انزلاقية	حرّة
قوة التماسك	قوية	ضعيفة	ضعيفة جداً (تعتبر غير موجودة)
الخاصية المميّزة	الثبات	الجريان	الانتشار والانضغاط
مثال	الفلح	الماء السائل	بخار الماء

وجه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

- عدد العناصر الأحد عشر التي تكون في الحالة الغازية عند 25°C.

[الهيدروجين H، النتروجين N، الأكسجين O، الفلور F، الكلور Cl والعناصر النبيلة.]

- هل تشكّل هذه العناصر جزيئات ثنائية الذرة؟

[العناصر التي تشكّل جزيئات ثنائية الذرة هي H، N، O، F و Cl.]

العناصر النبيلة هي غازات تتواجد في الطبيعة في جزيئات أحادية الذرة.]

- اكتب صيغة كلّ من هذه الجزيئات.

[غاز الهيدروجين: H₂ غاز الفلور: F₂

غاز النتروجين: N₂ غاز الكلور: Cl₂

غاز الأكسجين: O₂]

- تتواجد بعض المركّبات العضوية في الحالة الغازية عند درجة حرارة الغرفة. عدد بعضها منها واذكر سبب تواجدها في الحالة الغازية.

[غاز الميثان CH₄، غاز البروبان C₃H₈، وغاز البيوتان C₄H₁₀. تتواجد هذه

المركّبات في الحالة الغازية بسبب كتلتها المولية الصغيرة نسبياً.]

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للفصل ويقرؤون الفقرة المرافقة لها ثمّ ذكّرهم حاجة الجسم الماسّة والدائمة لغاز الأكسجين.

وضّح للطلاب أنّ الإنسان قد يصوم أياماً عن الطعام ويصبر على العطش أياماً قليلة ولكنه لا يتحمّل دقائق قليلة من دون التزوّد بالأكسجين. أشر إلى أنّ الأكسجين يُنقل في قوارير مضغوطة.

أشر أيضاً إلى أنّ الغازات تؤثر كثيراً في حياة الإنسان في خلال دوراتها. اذكر بعض هذه الدوريات مظهرًا تأثيرها الإيجابي في الإنسان والبيئة من مثل دورة الأكسجين ودورة ثاني أكسيد الكربون ودورة النتروجين.

اذكر أيضاً التأثير السلبي لبعض الدوريات مثل تشكّل المطر

الحمضي من أكاسيد الكبريت (SO₂ و SO₃) وتأثير ثاني أكسيد

الكربون كأحد غازات الدفيئة Greenhouse gases.

خلفية علمية

الطاقة الهوائية

الطاقة الهوائية هي طاقة ميكانيكية تنتج من تحريك كتلة من الهواء وتُستخدم إما مباشرة في طواحين الهواء أو غير مباشرة لتوليد الكهرباء. في مطلع العام 1981، أصبحت طاقة الرياح مجالاً سريع النمو، حيث نتجت من الجهود والطموحات ثروة من الدراسات الحديثة التي أثبتت أنّ طاقة الرياح أو الطاقة الهوائية مصدر عملي للكهرباء. وفي خلال السنوات الأولى من هذا القرن، تمكّنت

بلدان كثيرة من تلبية ما بين 20% و 30% من حاجتها إلى

الكهرباء بالاستفادة من هذه الطاقة. وستحتلّ التقنيات الحديثة،

التي تستعمل هذا المصدر النظيف الاقتصادي المتجدّد للطاقة،

مكانة مهمّة في عالم ما بعد النفط.

صفحات الطالب: من ص 14 إلى ص 16

عدد الحصص: 1

الأهداف:

- يصف فرضيات الجسيمات الغازية.
- يشرح كيفية ارتباط الطاقة الحركية للجسيمات الغازية بدرجة الحرارة المطلقة (كلفن).

1. قَدِّم وَحَفِّزْ

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

- دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرؤون الفقرة المرافقة لها، ثم وجه إليهم السؤالين التاليين:
- كيف تختلف خواصّ الغازات عن خواصّ السوائل والموادّ الصلبة؟ **[تنحرك الغازات بحرية داخل الأوعية التي تحتوي عليها وتمتدّد لتأخذ شكل تلك الأوعية وحجمها.]**
 - كيف تفسّر ارتخاء بالون الهيليوم وهبوطه المفاجئ عند تسربّ الهيليوم منه؟ **[ينكمش البالون نتيجة انخفاض الضغط الذي يمارسه الغاز بفعل اصطدامات جسيماته بجدران البالون الداخلية. تتحدّد قيمة الضغط بتكرار هذه الاصطدامات وبقوّتها. كلّما تسربّ غاز من البالون تناقص عدد جسيمات الغاز فيه، وبالتالي قلّ تكرار الاصطدامات بجدران البالون الداخلية، ما ينتج منه انخفاض الضغط.]**

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

- لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول الطاقة الحركية، وجه إليهم السؤال التالي:
- ما علاقة درجة الحرارة بالطاقة الحركية؟ **[تزداد الطاقة الحركية مع ارتفاع درجة الحرارة وتقلّ مع انخفاضها.]**

خواصّ الغازات
Gases Properties

الدرس 1-1

الأهداف العامة

- يصف فرضيات الجسيمات الغازية.
- يشرح كيفية ارتباط الطاقة الحركية للجسيمات الغازية بدرجة الحرارة المطلقة (كلفن).



شكل (1)
بالونات متعدّدة الألوان كالمثال في بعض الاحتفالات

ربّما رأيت في الاحتفالات وأعياد الميلاد بالونات ضخمة ملوّنة تأخذ أشكالاً مختلفة كذلك الموشحة في الشكل (1). يتسرّب غاز الهيليوم أحياناً بسبب وجود ثقب في البالون ما يؤدي إلى هبوطه وارتخائه وبالتالي إلى تشوّه شكله. كيف تُفسّر النظرية الحركية هبوط البالون وارتخائه نتيجة تسربّ غاز الهيليوم؟

1. النظرية الحركية Kinetic Theory

ربّما صادفتك بعض الأمثلة اليومية عن سلوك الغازات. قد تلاحظ مثلاً أنّ أكياس البطاطا الجاهزة تبدو وكأنّها منتفخة عند وضعها في أماكن تصلها أشعة الشمس. يعود السبب في ذلك إلى أنّ الضغط الذي يمارسه الهواء في داخلها على الكيس يزداد كلّما زادت درجة الحرارة. لماذا يحدث ذلك؟ تستطيع النظرية الحركية شرح هذه الظاهرة وغيرها من سلوكيات الغاز المفيدة. تتضمن النظرية الحركية Kinetic Theory للغازات فرضيات أساسية عديدة.

[تسمح قابلية الغاز للانضغاط بأن يمتصّ الغاز الموجود داخل الوسادة الهوائية طاقة التصادم، باقتراب جسيماته بعضها من بعض بمقدار أكبر.]

2. علّم وطبّق

1.2 مناقشة

- أشر للطلّاب أنّ ماكسويل وبولتزمان تمكّنا من تفسير الخواصّ الفيزيائية للغازات بدراسة حركة جزيئاتها المنفردة. فقد أسهمت أعمالهما في وضع أساس للنظرية الحركية للغازات.
- وضّح للطلّاب أنّ جزيئات الغاز تمتلك طاقة حركية لأنّها في حركة مستمرة. لهذا تحاول النظرية الحركية إيجاد علاقة بين الطاقة الحركية للغازات ودرجة الحرارة.
- أشر للطلّاب أنّ النظرية الحركية للغازات تعتمد على خمس فرضيات لتفسير سلوك الغازات وتحديد خواصّها:
1. يتألّف الغاز من جسيمات دقيقة كروية تُعرّف بالجزيئات أو الذرّات، لكلّ منها كتلة معيّنة وحجم معيّن لا يختلفان للغاز الواحد ويختلفان من غاز إلى آخر.
 2. تتباعد جزيئات الغازات عن بعضها البعض بمسافات كبيرة جداً، ما يفسّر قابليتها العالية للانضغاط.
 3. تكون قيمة التجاذب بين جزيئات الغاز في غاية الصغر ومهملة بسبب المسافات الكبيرة بين جزيئات الغاز. ما عدا أثناء التصادم، لا توجد قوى تجاذب بين الجزيئات كما لا توجد قوى تنافر بينها. لذلك، تتحرّك الجزيئات باستقلالية وتملأ أيّ وعاء مهما كان حجمه وشكله.
 4. تتحرّك جزيئات الغاز بشكل سريع وعشوائي، في خطوط مستقيمة، بسرعات مختلفة وفي الاتجاهات كلّها (حركة براونية). تصطدم الجزيئات ببعضها البعض بتصادمات تامّة المرونة.
 5. تصطدم جزيئات الغاز بجدران الوعاء الذي يحتوي عليها مسببة ضغط على هذه الجدران.

أشر للطلّاب أنّ العالم رودولف كلاوزيوس Rudolf Clausius نشر في العام 1857 نظرية حاولت أن تشرح الملاحظات التجريبية التي لخصت قوانين بويل، تشارلز ودالتون للضغوط الجزيئية وفرضية أفوجادرو التي سಿದرسها الطّلاب في الدروس القادمة في هذه الوحدة.

وضّح أنّ هذه القوانين لا تفسّر، على المستوى الجزيئي، التغيّرات في الحجم أو الضغط أو درجة الحرارة التي تحدث عند تغيّر أحد الظروف.

الفرضية الأولى: الغازات تتكوّن من جسيمات كروية الشكل تكون عادة ذرّات مثل الغازات النبيلة أو جزيئات مثل الهيدروجين والأكسجين.

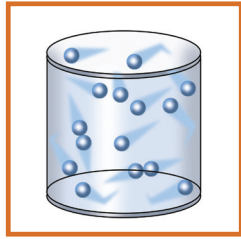
الفرضية الثانية: حجم جسيمات الغاز صغيرة للغاية بالمقارنة مع المسافات التي تفصل بينها، وبالتالي يمكن افتراض أنّ حجم هذه الجسيمات غير مهمّة بالنسبة للحجم الذي تشغله هذه الجسيمات.

هذه الفرضية التي تنصّ على أنّ جسيمات الغاز متباعدة بعضها عن بعض بدرجة كبيرة تُفسّر خاصيّة مهمّة هي قابلية الغاز للانضغاط، فبسبب ضغط الغاز بسبب وجود فراغ بين جزيئاته. وتُستغلّ هذه الخاصيّة في عمل الوسائد الهوائية في السيارات لحماية السائقين والركّاب عند حدوث اصطدامات ناتجة عن الحوادث (شكل 2)، وفي تصميم أجهزة أمان أخرى، ذلك لأنّها تمتصّ الطاقة الناتجة عن التصادم عندما تضطرّ جسيمات الغاز إلى الاقتراب بعضها من بعض.

الفرضية الثالثة: لا توجد قوى تنافر أو تجاذب بين جسيمات الغاز، وبالتالي تتحرّك الغازات بحريّة داخل الأوعية التي تشغلها. في الحقيقة، ينتشر الغاز حتّى يأخذ شكل الوعاء الذي يحتويه وحجمه.

الفرضية الرابعة: تتحرّك جسيمات الغاز بسرعة في حركة عشوائية ثابتة، فهي تسير في مسارات مستقيمة، ويكون كلّ منها مستقلاً عن الآخر. ونرى في الشكل (3) أنّ الجسم يمكن أن يحدد عن مساره الخطّي المستقيم إذا اصطدم بجسيم آخر. وتفتقر النظرية الحركية أنّ هذه التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً، أي أنّ الكميّة الكلية للطاقة الحركية تظلّ ثابتة أثناء الاصطدام، وطاقة الحركة تنتقل من جسيم إلى آخر من دون هدر أيّ منها. ويجب أن نتذكّر أيضاً أنّ متوسط الطاقة الحركية لمجموعة من جسيمات الغاز يتناسب طرديّاً مع درجة الحرارة المطلقة (كلفن) للغاز.

الفرضية الخامسة: تحدث جسيمات الغاز ضغطاً على جدار الوعاء الحاوي لها نتيجة التصادمات المستمرة بين هذه الجسيمات وجدار الوعاء.



شكل (3)
حركة جسيمات الغاز العشوائية داخل وعاء ما
(الحركة البراونية)



شكل (2)
سوف تحمي الوسادة الهوائية هذه الدمية أثناء التصادم. كيف تحمي الوسادة الهوائية هذه الدمية أثناء التصادم؟
هذه الدمية من الكسر؟

2.2 مناقشة

ناقش مع الطلاب موضوع المتغيرات الأربعة، أي الحجم، درجة الحرارة، الضغط وعدد المولات، التي تُستخدم لوصف الغاز. وشرح لهم كيف أنّ خواصّ الغازات تفسّر بعض استخداماته المميّزة. فعندما تكون جسيمات الغاز بعيدة عن بعضها البعض، على سبيل المثال، تكون الغازات موصّلات حرارية ضعيفة، لذا تُستخدم كعازل بين الألواح الزجاجية في النوافذ المزدوجة الألواح.

3. قِيم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اذكر فرضية النظرية الحركية للغازات التي تصف جسيمات الغاز المنفردة والمسافات بينها، ثمّ اسأل الطلاب عن الفرضية التي تفسّر تمدد الغاز والخاصية التي تصف التصادمات بين جسيمات الغاز.

2.3 إعادة التعليم

ساعد الطلاب على إعداد قائمة بخواصّ الغازات بناءً على النظرية الحركية للغازات. راجعها معهم ثمّ اسألهم عن سلوك الغازات المتعلّق بكلّ فرضية.

إجابات أسئلة الدرس 1-1

1. تشمل الفرضيات أولاً أنّ جسيمات الغاز هي كروية الشكل، ثانياً أنّ جسيمات الغاز صغيرة بالمقارنة مع المسافات الفاصلة بينها، لذلك فحجمها غير مهمّة وهي لا تتفاعل مع بعضها البعض، ثالثاً أنّ الغازات حرّة التحرك داخل الأوعية إذ تنعدم قوى التنافر والتجاذب بينها، رابعاً أنّ جسيمات الغازات تتحرك بسرعة وبحركة عشوائية وخامساً اصطدام هذه الجسيمات بجدار الوعاء الحاوي له يحدث ضغط على هذه الجدار.
2. تنتقل الطاقة الحركية من جسيم غاز إلى آخر من دون فقدان الطاقة عند التصادم، وكلّما ازدادت درجة الحرارة المطلقة ازدادت الطاقة الحركية بتناسب طردي.
3. تبعاً للنظرية الحركية، المسافات الفاصلة بين جسيمات الغاز كبيرة مقارنة بحجم هذه الجسيمات، ما يسمح للغاز بالانضغاط.
4. وحدة الضغط هي الكيلوباسكال (kPa)، وحدة درجة الحرارة المطلقة هي الكلفن (K)، وحدة الحجم هي اللتر (L) ويعبّر عن عدد المولات بالمول (mol).

2. المتغيرات التي تصف غازاً ما

Variables that Describe a Gas

تُستخدم بوجه عام أربعة متغيرات لوصف غاز ما. هذه المتغيرات ووحداتها الدولية هي الضغط (P) بالكيلوباسكال (kPa)، الحجم (V) باللترات (L)، درجة الحرارة المطلقة (T) بالكلفن (K) وعدد المولات (n) بالمول (mol). ستساعدك قوانين الغازات التي ستدرسها في هذه الوحدة على توقّع سلوك الغاز عند ظروف معيّنة. وسوف يساعدك فهم قوانين الغازات على فهم التطبيقات اليومية للغازات، مثل الوسائد الهوائية التي تُستخدم للحدّ من خطورة الإصابات أثناء الحوادث، وأدوات الغوص تحت الماء، وبالونات الهواء الساخن التي تُستخدم في علم الأرصاد وغيرها.

مراجعة الدرس 1-1

1. اذكر الفرضيات الأساسية للنظرية الحركية التي تتعلّق بجسيمات الغاز.
2. صف ما يحدث للطاقة الحركية أثناء تصادمات جسيمات الغاز بفعل زيادة درجة الحرارة المطلقة (كلفن).
3. كيف تفسّر النظرية الحركية للغازات قابلية الغازات للانضغاط؟
4. ما هي المتغيرات التي تُستخدم لوصف غاز ما، وما هي وحداتها؟

صفحات الطالب: من ص 17 إلى ص 21

عدد الحصص: 1

الأهداف:

- يشرح تأثير كمية الغاز وحجم الوعاء الذي يحتويه ودرجة الحرارة في ضغط الغاز .
- يوضح تأثير التغيرات في الضغط الذي يبذله الغاز على الإناء الذي يحتويه .

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

- دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرؤون الفقرة المرافقة لها، ثم وجه إليهم السؤال التالي:
- ما العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز داخل القارب المطاطي وفي صلابته ومتانته؟ [متوسط الطاقة الحركية ودرجة حرارة الغاز، وكمية الغاز الموجود داخل القارب المطاطي، وحجمه من الغاز.]

1.2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

- لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول ضغط الغازات، وجه إليهم السؤالين التاليين:
- ما هو الضغط؟ [القوة المؤثرة في وحدة المساحة للسطح.]
 - كيف يؤثر عدد جسيمات الغاز في الضغط؟ [إذا زاد عدد الجسيمات التي تصطدم بجدران الإناء يزيد الضغط والعكس صحيح.]

2. علِّم وطبِّق

1.2 مناقشة

- أشر للطلاب أن النظرية الحركية للغازات تعتمد على فرضيات لتفسير سلوك الغازات وتحديد خواصها.
- راجع مع الطلاب فرضيات النظرية الحركية للغازات الواردة في الدرس السابق، ثم اذكر بعض الخواص الأساسية للغازات كضعف قوى التجاذب بين جزيئاتها بسبب تباعدها عن بعضها البعض ما يفسر قابليتها العالية للانضغاط بسهولة وتأثير حجم الغاز بتغير الضغط على نحو بارز. فعلى سبيل المثال، يقلص حجم الغاز وتزداد كثافته عند زيادة الضغط.
- إلى جانب أن الغازات تتمدد بلا حدود لتماماً بالكامل الوعاء الذي يحتوي عليها، ذكر الطلاب بأن الغازات تنتشر وتمتزج امتزاجاً تاماً في بعضها البعض وبأن الجزيئات تصطدم أثناء حركتها ببعضها البعض وبجدران الوعاء لتمارس ضغطاً على ما يحيط بها. أضف أن سلوك الغازات يوصف وفقاً لدرجة الحرارة (T) والضغط (P) والحجم (V) وعدد المولات (n).

العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز
Factors Affecting Gas Pressure

الدرس 1-2

الأهداف العامة

- يشرح تأثير كمية الغاز وحجم الوعاء الذي يحتويه ودرجة الحرارة في ضغط الغاز .
- يوضح تأثير التغيرات في الضغط الذي يبذله الغاز على الوعاء الذي يحتويه .



شكل (4)
قارب مطاطي

يندفع القارب المطاطي الموضح في الشكل (4) ويهبط فوق شلال صغير إلى مجرى مائي أسفله (تكون مياه المجرى مديدة بسبب حركتها السريعة والعنفية). ينشئ القارب المطاطي ويلتوي ليمتص بعضاً من طاقة الضربات العنيفة المتكررة الناتجة عن حركة مياه النهر القوية. لمئات القارب المطاطي ومرونته تأثير بالغ عند هذه الظروف. ما العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز داخل القارب المطاطي والصلابة الناتجة منه؟

Amount of Gas

1. كمية الغاز

باستخدام النظرية الحركية للغازات يُمكنك أن تتوقع استجابة الغازات لتغير ظروفها وتفسرها. فعندما تنفخ الإطار المطاطي لدراجة، على سبيل المثال، تتوقع زيادة ضغط الغاز داخلها. ينتج من اصطدامات جسيمات الغاز في الجدران الداخلية للإطار المطاطي الضغط الذي يمارسه الهواء المحبوس داخله.

ثم وجه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

• لماذا تتسرب الغازات من أي ثقب مهما كان صغيراً؟ [لأن

جزيئات الغاز صغيرة جداً وتسمى أيضاً جسيمات.]

• لماذا تنتشر جزيئات الغاز في جميع أجزاء الوعاء الذي يحتوي

على الغاز؟ [لأن جزيئات الغاز تتحرك بسرعة كبيرة في خطوط مستقيمة،

وبطريقة عشوائية (حركة براونية) حتى تصطدم بجدران الوعاء أو ببعضها

بعضاً.]

2.2 استعراض عملي

دع الطلاب يتفحصون عبوة رذاذ دهان كالتالي في الشكل (8)، وابدأ

بتشغيلها بالضغط عليها. ثم اطلب إليهم أن يضعوا فرضيتهم حول

الضغط داخل عبوة الرذاذ نسبةً إلى الضغط خارج العبوة. [الضغط

أكبر داخل العبوة]، ثم وجه إليهم السؤال التالي:

• كيف يتغير الضغط داخل عبوة الرذاذ باستمرار الضغط على زرّ

العبوة؟ [باستمرار الضغط على زرّ عبوة الرذاذ تخرج كمية من جسيمات

الغاز، وبالتالي يقلّ عدد جسيمات الغاز داخل العبوة، أي يقلّ عدد

التصادمات وبالتالي يقلّ الضغط.]

3.2 استخدام الصورة المرئية

ناقش مع الطلاب الشكل (9)، واطلب إليهم التفكير في تغير الضغط

الذي يمارسه الغاز كلما نُقص الحجم. [سوف يزداد الضغط.] أشر

إلى أن عدد جسيمات الغاز في كلّ من الكبتاسين هو نفسه، ثم وجه

إليهم السؤال التالي:

• لماذا يتضاعف ضغط الغاز المحبوس عندما يقلّ الحجم إلى

النصف؟ [على الطلاب أن يستشهدوا بالنظرية الحركية للغازات.]

يتضاعف تقليل الحجم إلى النصف عدد التصادمات المتزامنة لجسيمات

الغاز مع جدران الكبتاس، وبالتالي يتضاعف الضغط.]

4.2 مناقشة

أشر للطلاب أن درجة الحرارة تؤثر في حركة جزيئات الغاز ما يؤثر

في حجم الغاز والضغط الذي يولده باتجاه التغير نفسه الذي طرأ

على درجة الحرارة.

كما يمكن أن تؤثر درجة الحرارة في الحجم أو الضغط، كلّ على

حدة، في حال ثبات الآخر.

دع الطلاب يتفحصون الشكلين (9 و 10)، ثم وجه إليهم السؤالين

التاليين:

• لماذا يقلّ حجم الغاز بازدياد الضغط؟ [لسبب تباعد جزيئات الغاز

عن بعضها يمكن أن ينضغط ويصغر حجمه بشكل كبير، فعند زيادة

الضغط، تقترب الجزيئات من بعضها البعض.]

• لماذا يزداد الضغط عند تسخين غاز في وعاء مغلق؟ [تزداد الطاقة

الحركية للجزيئات عندما تزداد درجة الحرارة. فتتحرك بسرعة أكبر

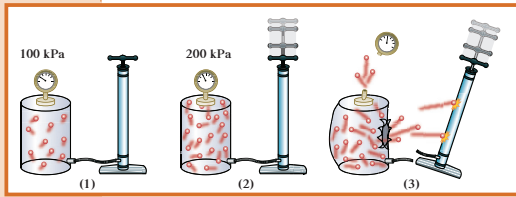
لتصطدم بجدران الوعاء، ما يزيد الضغط لأنّ الضغط ينشأ عن اصطدام

جزيئات الغاز بجدران الوعاء.]



شكل (5)
يزيد الضغط داخل الإطار باستخدام مضخة لدفع مزيد من جسيمات الهواء داخل إطار مطاطي لمعلة مفرغة جزئياً من الهواء.

عندما تنفخ الإطار المطاطي للزاجة، تضيق مزيداً من الغاز، أي أنّك تزيد عدد جسيمات الغاز وبالتالي تزيد اصطداماتها ما يفسر زيادة ضغط الغاز (شكل 5). نلاحظ في الشكل (6) أنّه طالما لم يحدث تغير في درجة حرارة الغاز وحجمه، فإنّ مضاعفة عدد جسيمات الغاز تؤدي إلى مضاعفة الضغط. عندما تضاعف جسيمات الغاز ثلاث مرات، يتضاعف الضغط ثلاث مرات، وهكذا دواليك... وباستخدام مضخة ووعاء قوي، يمكنك توليد ضغوط عالية جداً بإضافة مزيد من الغاز إلى أن ينهش الوعاء عند تجاوز الضغط قوة احتماله.

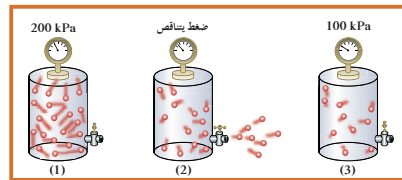


شكل (6)
عندما يسخّن غاز في وعاء مغلق عند درجة حرارة ثابتة، يزداد الضغط بنسبة عدد جسيمات الغاز المضافة. وكلما تضاعف عدد جسيمات الغاز تضاعف الضغط.

والعكس صحيح، فإذا سُحب للهواء بالخروج من الإطار المطاطي يقلّ الضغط في داخله، إذ تمارس جسيمات الغاز التي قلّ عددها (نتيجة خروج الهواء) ضغطاً أقلّ.

18

وعندما يقلّ عدد جسيمات الغاز إلى النصف في حجم معين، يقلّ الضغط إلى النصف، كما هو موضح في الشكل (7).



شكل (7)
ضغط داخل هذا الوعاء في الحجم ثابت عند درجة حرارة ثابتة يقلّ كلما خرجت جسيمات الغاز (من الصبورة السفلى للواء). عدد جسيمات الغاز عند ضغط 100 kPa هو نصف عددها عند ضغط 200 kPa.

عند فتح وعاء محكم الإغلاق يحتوي على غاز مضغوط، ينتقل الغاز داخل الوعاء من الحيز ذي الضغط المرتفع إلى الحيز الخارجي ذي الضغط المنخفض. هذه هي آلية عمل عبوات الرذاذ. قد تكون استخدمت الكثير من هذه عبوات مثل كريم الحلاقة وسائل تبييت الشعر، وكذلك سائل الرشّ المستخدم في الدهان والطلاء، مثل ذلك الموضح في الشكل (8). تحتوي عبوة رذاذ الدهان على غاز تحت ضغط عالٍ، يعمل كدافع أو مسير عندما ينتقل إلى منطقة ذات ضغط أقلّ. فالهواء خارج عبوة الرذاذ يكون تحت ضغط أقلّ. عند الضغط على زرّ عبوة الرذاذ، تُحرّث فتحة بين داخلها والهواء خارجها، وبالتالي يدفع الغاز الدافع ذو الضغط العالي الموجود داخل عبوة الرذاذ إلى المنطقة الخارجية ذات الضغط الأقلّ، حاملاً معه المادة المستخدمة في الدهان إلى الخارج. وكلّما قلّ الغاز الدافع، قلّ الضغط داخل عبوة الرذاذ.

2. الحجم

توجد طرق أخرى لزيادة ضغط الغاز. فعلى سبيل المثال، تستطيع زيادة الضغط الذي يمارسه الغاز المحبوس إذا أنقصت الحجم الذي يشغله الغاز مع ثبات درجة الحرارة. فكلّما تقلّص هذا الحجم، زاد الضغط الذي يمارسه داخل الوعاء الذي يحتويه. تقلّص حجم الغاز المحبوس إلى النصف يزداد ضغط الغاز إلى الضعف كما يوضح الشكل (9)، والعكس صحيح، أيّ أنّ مضاعفة الحجم تنتقص الضغط إلى النصف، لأنّ عدد جسيمات الغاز نفسه يشغل، في هذه الحالة، ضعف الحجم الأصلي.

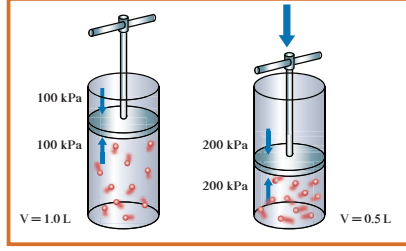


شكل (8)
الفرق في الضغط بين داخل عبوة رذاذ الدهان والهواء الخارجي هو أساس آلية عمل مثل هذه العبوات. كيف يكون الضغط داخل العبوة عندما لا تستنك المادة المستخدمة في الدهان من النائر والخروج منها؟

19

بعد مناقشة هذه الأسئلة مع الطلاب ، ذكّرهم بما يلي:

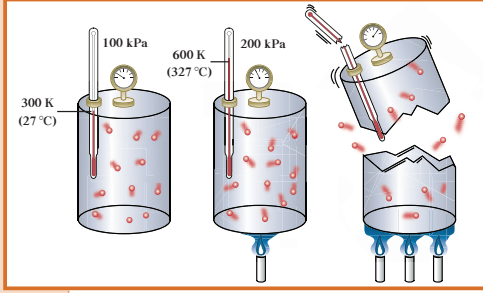
- حجم الغاز هو الحجم الداخلي للوعاء الذي يحتوي على الغاز .
- ضغط الغاز هو حاصل القوى الناتجة من اصطدام جزيئات الغاز بالجدران الداخلية للوعاء .
- درجة الحرارة هي مقدار يتناسب طردياً مع الطاقة الحركية لجسيمات الجسم بالنسبة إلى مركز ثقله .



شكل (9)
عندما يندفع الكباس المستخدم في المحركات بقوة إلى أسفل ، يضغط الغاز في حجم أصغر . يؤدي نقص الحجم إلى النصف عدد درجة حرارة ثابتة إلى مضاعفة الضغط الذي يمارسه الغاز .

3. درجة الحرارة Temperature

يُعتبر رفع درجة حرارة الغاز المحبوس طريقة أخرى لزيادة ضغط الغاز (تذكر أكياس البطاطا الجاهزة التي تبدو وكأنها منتفخة عند تعرّضها لأشعة الشمس). يزداد متوسط سرعة حركة جسيمات الغاز وطاقتها كلّما امتصّت الجسيمات طاقة حرارية . اصطدام جسيمات الغاز الأسرع حركة بجدران الوعاء الذي يحتويها يكون بطاقة أكبر ، وبالتالي تمارس ضغطاً أكبر كما هو موضح في الشكل (10). إذا تضاعفت درجة الحرارة المطلقة عند ثبات حجم الوعاء يتضاعف متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز ، ويؤدي ذلك إلى تضاعف ضغط الغاز المحبوس . وبالتالي يمكن للغاز المحبوس في وعاء محكم الإغلاق أن يُولد ضغطاً هائلاً عند تسخينه .



شكل (10)
عندما يسخن غاز في وعاء بين درجة حرارة 300 K و 600 K ، يتضاعف متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز .
قد يُسبب ارتفاع درجة الحرارة زيادة الضغط إلى حدّ انفجار الوعاء .

20

3. قِيم وتوسّع

1. تقييم استيعاب الطلاب للدرس

لتقييم فهم الطلاب لمحتوى الدرس ، وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- ما هو تأثير زيادة عدد جسيمات الغاز ثلاث مرّات في وعاء مغلق في الضغط ؟ [يتضاعف ضغط الغاز ثلاث مرّات .]

- ما هو تأثير مضاعفة حجم غاز محبوس في ضغطه ؟ [سوف يقلّ

الضغط إلى النصف .]

- كيف يتغيّر ضغط الغاز المحبوس مع زيادة درجة الحرارة ؟

[سوف يزداد الضغط نظرًا إلى زيادة عدد الاصطدامات وقوّتها بزيادة

درجة الحرارة .]

2. إعادة التعليم

ساعد الطلاب على إعداد جدول يلخص كيفية تغيّر ضغط الغاز المحبوس كلّما زادت المتغيّرات أو قلّت . تحمل السطور الأفقية عناوين المتغيّرات وهي الحجم ، درجة الحرارة وعدد الجسيمات . أمّا الأعمدة فتحمل العناوين الرئيسية لتأثير المتغيّرات ، أي «زيادة» في العمود الأوّل ، و«نقص» في العمود الثاني ، واطلب إلى الطلاب ملء بيانات الجدول وتعليل ما يكتبونه من إجابات .

إجابات أسئلة الدرس 1-2

1. عندما يزداد عدد جزيئات الغاز في وعاء أو ينقص حجم الوعاء يرتفع الضغط عند ثبات المتغيّرات الأخرى . وعندما ينقص عدد الجزيئات في وعاء أو يزداد حجم الوعاء ينقص الضغط عند ثبات المتغيّرات الأخرى .
2. كلّما ارتفعت درجة حرارة الغاز المحبوس ازداد الضغط والعكس صحيح .
3. بإضافة 10 أضعاف كمّية الغاز الأصلية أو إنقاص حجم العبوة بالمعامل 10 (القسمة على 10) .
4. سوف يتضاعف الضغط .



شكل (11)
تحتوي علب الرذاذ على غازات تحت ضغط عالٍ ، قد تفجر تحت تأثير الحرارة وتكون مسؤولة عن حروق وإصابات .

يُفسّر ذلك وجوب عدم إحراق علب الرذاذ حتّى لو كانت فارغة ، لأنها قابلة للانفجار وقد تؤدي إلى أضرار جسيمة (شكل 11) . وعلى عكس ذلك ، إذا انخفضت درجة حرارة الغاز المحبوس ، تتحرّك جسيماته ببطء ويكون متوسط طاقة حركتها أقلّ ، وبالتالي تصطدم بجدران الوعاء بقوة أقلّ . فانخفاض درجة الحرارة المطلقة للغاز إلى النصف في وعاء صلب يؤدي إلى انخفاض ضغط الغاز إلى النصف .

مراجعة الدرس 1-2

1. اشرح كيف يُؤثّر تغيّر كلّ من كمّية الغاز وحجم الوعاء في ضغط الغاز عند ثبات درجة الحرارة .
2. ما تأثير تغيّر درجة الحرارة في ضغط الغاز المحبوس في وعاء صلب ؟
3. مع الحفاظ على درجة حرارة ثابتة ، كيف يمكنك زيادة الضغط في وعاء ما عشر مرّات ؟
4. يرغب مصنّعو السوائل المنزلية لرائحة العرق في إنتاج عبوات يبلغ حجمها 150 mL إنّما تحتوي على ضعف كمّية الغاز الموجودة في العبوات الحالية . كيف يمكن مقارنة ضغط الغاز في العبوة الجديدة بضغطه في العبوة الأصلية ؟

دروس الفصل

الدروس الأولى

قوانين الغازات

الدروس الثانية

الغازات المثالية

الدروس الثالثة

الجسيمات الغازية، مخالطها

وحركتها

يمكن للحجوم التي تشغلها الغازات عند ظروف معينة أن تعطي معلومات عن خواص أخرى للغازات.

افترض مثلاً أن زجاجة بحجم 1 L تحتوي على الهواء. ما حجم الهواء الموجود داخل الزجاج؟ التعبير 1 L من الهواء يعني القليل، إلا إذا عُرف الضغط والحرارة عند قياس حجم الهواء. يمكن أن يُضغَط 1 L من الهواء إلى عدة ملليترات، كما يمكن أن يتمدد ليشغل حجم غرفة الفصل.

لوصف حالة غاز ما أو ظرفه، نحتاج إلى استخدام كميات يمكن أن تُقاس من مثل الضغط، الحجم، الحرارة، عدد المولات أو كمية الجسيمات. ترتبط هذه المتغيرات الأربعة بعلاقات رياضية بسيطة.

سوف نتعلم في هذا الفصل العلاقات الرياضية التي تربط بين:

• الحجم والضغط عند درجة حرارة ثابتة.

• الحجم ودرجة الحرارة عند ضغط ثابت.

• الضغط ودرجة الحرارة عند حجم ثابت.

وسوف نتعلم العلاقة الرياضية التي تربط بين الضغط، والحجم، ودرجة الحرارة وعدد المولات.

عند تحديد ثلاثة من هذه المتغيرات، يمكن حساب المتغير الرابع. تكون هذه الكمية المحسوبة غير دقيقة لمعظم الغازات عند مدى واسع من الظروف.



22

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للفصل ويقرؤون الفقرة المرافقة لها. ناقش مع الطلاب تأثير درجة الحرارة في الحجم والضغط لغاز ما موجود في وعاء محكم الإغلاق. وضح للطلاب أهمية معرفة خواص الغازات والعوامل التي تؤثر فيها (درجة الحرارة، الضغط والحجم). اذكر للطلاب بعض الأمثلة التي توضح العلاقات بين العوامل المؤثرة في تغيير حالة الغاز (تغير عاملين وثبات الثالث).

خلفية علمية

العلاج بغاز الهيليوكس

استُخدم غاز الهيليوكس طبيًا للمرة الأولى في العام 1934 وقد اعتُبر العنصر الأساسي في علاج داء الربو الحاد. تشير كلمة هيليوكس إلى خليط غازي يتكوّن من غازي الهيليوم والأكسجين (80% هيليوم و20% أكسجين)، ويُستخدم حاليًا وبشكل أساسي في حالات ضيق القصبة الهوائية الكبيرة الناتج من انسداد مجرى الهواء العلوي بسبب الأورام السرطانية أو الأجسام الغريبة. وهو يُستخدم أيضًا لعلاج داء الربو وانسداد الشعب الهوائية المزمن. يُشار إلى أن فوائد العلاج بغاز الهيليوكس أصبحت معروفة ما دفع المستشفيات إلى الاحتفاظ باسطوانات غاز الهيليوكس المضغوط لاستخدامه في الحالات الطارئة. كما تدرّب أطباء أمراض الجهاز التنفسي على استخدام هذا الغاز واستعمال المعدات المخصصة لذلك. على الرغم من أن فوائد العلاج بغاز الهيليوكس أصبحت معروفة جدًا منذ العام 2011، لا تزال بعض المناطق تتحاشى استخدامه في العلاج بسبب التخوف من بعض الآثار الجانبية المحتملة والنادرة والتي تشمل انخفاض حرارة الجسم ونقصًا في الأكسجين.

قوانين الغازات

دروس الفصل

درس 1-2: قوانين الغازات

درس 2-2: الغازات المثالية

درس 2-3: الجسيمات الغازية: مخالطها وحركتها

تعرف الطالب في الفصل الأول خواص الغازات والنظرية الحركية وفرضياتها. تعرف أيضًا المتغيرات التي تصف الغازات وتؤثر فيها أي الضغط (P)، الحجم (V)، درجة الحرارة (T) وكمية الغاز أي عدد المولات (n).

أما في هذا الفصل، فسيدرس قوانين الغازات الثلاثة وهي قانون بويل، قانون تشارلز وقانون جاي - لوساك. وسوف يتعرف القانون الموحد للغازات الذي يمكن استنتاجه من القوانين السابقة. وسوف يطبق قانون الغاز المثالي في حالات مختلفة كي يتمكن من حساب الضغط، درجة الحرارة، الحجم أو عدد المولات على أن تكون ثلاثة متغيرات معلومة.

وفي هذا الفصل أيضًا، سوف يميز بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي. وسوف يدرس فرضية أفوجادرو ويحسب الضغوط الجزئية (قانون دالتون للضغوط الجزئية).

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تمهيدًا للدرس، أشر للطلاب أن المواد على سطح الأرض تتواجد إما في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية. واذكر أن تحويل المادة من حالة إلى أخرى ممكن بتغيير ظروف الضغط ودرجة الحرارة. وجه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

• يشكل الماء المادة الأساسية للحياة على الأرض، ما هي الحالات التي يتواجد فيها وبأي شكل؟ [يتواجد الماء في الحالة الصلبة على شكل جليد، في الحالة السائلة على شكل ماء سائل وفي الحالة الغازية على شكل بخار الماء.]

• عرف الحالة الغازية. [هي حالة فيزيائية للمادة المؤلفة من جسيمات صغيرة الحجم ومتباعدة. تمتاز هذه الجسيمات بحركة سريعة وعشوائية في الاتجاهات كلها فتتصادم ببعضها البعض وبجدار الوعاء الذي يحوي الغاز.]

• ما هي الفكرة الأساسية التي تركز عليها النظرية الحركية؟ كيف تُستخدم هذه النظرية لتفسير خواص المادة؟ [تستند هذه النظرية إلى أن جسيمات المادة في حركة مستمرة، وتُستخدم هذه النظرية لتفسير خواص المادة تبعًا لطاقة الجسيمات والقوى الموجودة بينها.]

صفحات الطالب: من ص 23 إلى ص 36

صفحات الأنشطة: من ص 15 إلى ص 20

عدد الحصص: 4

الأهداف:

- يُعرّف نصّ قانون بويل وقانون تشارلز وقانون جاي - لوساك والقانون الموحد للغازات .
- يطبق قوانين الغازات على المسائل التي تشمل درجة الحرارة، الحجم وضغط الغاز المحبوس .

الأدوات المستعملة: مضخة تفريغ، ناقوس زجاجي، قطع صغيرة من الإسفنج، وعاء واسع، ماء مثليج، ماء ساخن، إطار درّاجة

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس، ويقرؤون الفقرة المرافقة لها، ثمّ وجّه إليهم السؤال التالي:

- ما هو تأثير رفع حرارة غاز ما عند ثبات الضغط؟ [يزداد متوسط الطاقة الحركية لكمية غاز محبوس مع ارتفاع درجة الحرارة، وكلّما ازدادت الطاقة الحركية ازداد الحجم أيضًا. يسمح البالون للغاز بالتمدد، وبالتالي فإنّ كثافة الغاز داخل البالون تنخفض نسبيًا عنها خارج البالون، ما يؤدي إلى ارتفاع البالون. يحدث التأثير العكسي عندما يُبرّد الغاز داخل البالون.]

وضّح، باستخدام مضخة تفريغ وناقوس زجاجي وقطع صغيرة من الإسفنج، تأثير الضغط في حجم غاز ما. اشرح أولاً أنّ قطع الإسفنج فيها هواء محبوس. توضع عدّة قطع من الإسفنج داخل الناقوس الزجاجي ويتمّ تفريغ الهواء من داخله. تؤدي إزالة الهواء خارج قطع الإسفنج إلى تقليل الضغط عليها ما يجعل الهواء المحبوس داخلها يتمدد إلى حجم أكبر. لذا يقلّ الهواء داخل قطع الإسفنج إلى قيمة تتوافق مع الضغط المنخفض في الناقوس ونتيجة لذلك، يتقلص حجم قطع الإسفنج.

2. علِّم وطبّق

1.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب التفكير في ما يحدث عند إفلات بالون ممتلئ بالهيليوم في الهواء الطلق (مع افتراض ثبات درجة الحرارة)، وذكرهم بأنّ الضغط الجوي يقلّ كلّما ازداد الارتفاع. إذا كان البالون يحتوي على غاز حجمه 30 L عند 100 kPa، احسب هذا الحجم عند 25

kPa [120 L]

2.2 مناقشة

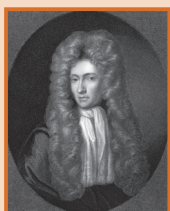
اطلب إلى الطلاب أن يتذكروا دائمًا النظرية الحركية وأنّ الحجم الجديد لكمية معينة من الغاز يساوي حجمه الأصلي مضروبًا بمقدار يوضّح ما إذا كان الغاز قد ضُغِط أو سُمِح له بالتمدد بحسب قانون بويل.

قوانين الغازات
Gases Laws

الدرس 1-2

الأهداف العامة

- يُعرّف نصّ قانون بويل وقانون تشارلز وقانون جاي - لوساك والقانون الموحد للغازات .
- يُطَبّق قوانين الغازات على المسائل التي تشمل درجة الحرارة، الحجم وضغط الغاز المحبوس .



شكل (13)

روبرت بويل (1627-1691) هو عالم وفيلسوف ومخترع إيرلندي. برع في علمي الكيمياء والفيزياء. له اكتشافات عديدة، من أهمها قانون بويل الذي يوضّح العلاقة بين حجم غاز ما وضغطه عند درجة حرارة ثابتة. قام بتجارب رائدة بين من خلالها خواص الهواء الفيزيائية، وضرورة الهواء للاحراق والتنفس وانتقال الصوت. له عدّة مؤلفات أهمها تجارب جديدة في الفيزياء والميكانيك، ونشاط الهواء والازدهار الصادر عام 1660.



شكل (12)
نفخ منطاد هوائي

بما أنّ الهواء الدافئ أقلّ كثافة من الهواء البارد، يقوم رتان المنطاد بتسخين الهواء داخل المنطاد لجعله يرتفع (شكل 12). ولكي يجعله يهبط، يقوم بتسريب الهواء الساخن من فتحة في أعلى المنطاد. ما تأثير رفع درجة حرارة الغاز تحت ضغط ثابت؟ ما القانون الذي يصف هذه العلاقة؟

1. قانون بويل: العلاقة بين الضغط والحجم

Boyle's Law: The Pressure – Volume Relation

كان روبرت بويل Robert Boyle الكيميائي والفيزيائي الإيرلندي (شكل 13) أول عالم يوضّح العلاقة التي تربط حجم غاز ما بضغطه. فقد اكتشف أنّ حجم غاز ما يتقلص إلى النصف عند مضاعفة ضغطه عند درجة حرارة ثابتة. ولاحظ بويل من ناحية أخرى أنّ حجم الغاز يتضاعف عند تناقص الضغط إلى النصف.

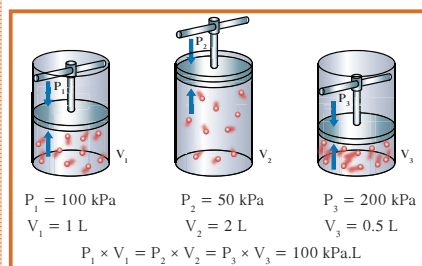
ففي حالة انضغاط الغاز ($P_2 > P_1$)، يكون الحجم الجديد أصغر .
لذلك، يجب أن يكون المقدار $\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$ أصغر من 1. وإذا سُمح للغاز بالتمدد ($P_2 < P_1$) فإن الحجم الجديد يكون أكبر ، وبالتالي، يجب أن يكون المقدار $\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$ أكبر من 1.

3.2 استخدام وسيلة مرئية

اطلب إلى الطلاب دراسة العلاقة البيانية الموضحة في الشكل (17) وملاحظة العلاقة الطردية بين الحجم ودرجة الحرارة لكمية معينة من الغاز ما عند ثبات الضغط، واطلب إليهم استخدام العلاقة البيانية لإيجاد درجة الحرارة التي يكون عندها حجم الغاز نظرياً مساوياً لصفر. يجب على الطلاب أن يقوموا بمدّ (استكمال) الخطوط المستقيمة للمحور السيني ($x - axis$) ويلاحظوا أنها تتقاطع عند $(-273.15^\circ C)$ ، ثم أشر إلى أن هذه الحرارة تُعرف بدرجة الصفر المطلق، ووجه السؤال التالي:

• ماذا تعني هذه الدرجة على مقياس كلفن؟ [0 K]

أشر إلى أن، نسبة حجم الغاز إلى درجة حرارته المطلقة تكون ثابتة عندما يظل كل من كمية الغاز والضغط ثابتاً، ويمكن التعبير عن ذلك رياضياً بالعلاقة التالية التي تُسمى قانون تشارلز $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.



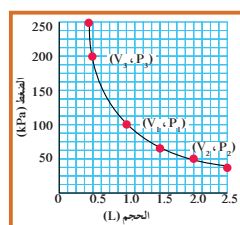
شكل (14)
يوضح الشكل العلاقة بين حجم كمية معينة من غاز ما وضغطه عند درجة حرارة ثابتة.

يُوضح الشكل (14) أن حجم $V_1 = 1$ L هو عند ضغط $P_1 = 100$ kPa. وإذا قمت بزيادة الحجم إلى $V_2 = 2$ L ينقص الضغط إلى $P_2 = 50$ kPa. لاحظ أن حاصل ضرب $P_1 \times V_1$ يساوي حاصل ضرب $P_2 \times V_2$ أي 100 kPa.L . وإذا قلصت الحجم إلى $V_3 = 0.5$ L، يزداد ضغط الغاز إلى $P_3 = 200$ kPa. ومرة أخرى، لاحظ أن حاصل ضرب $P_3 \times V_3$ يساوي 100 kPa.L . حاصل ضرب حجم كمية معينة من غاز بضغطه يساوي دائماً مقداراً ثابتاً عند درجة حرارة ثابتة، ويمكن التعبير عن قانون بويل رياضياً بالعلاقة:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

نصّ قانون بويل Boyle's Law على ما يلي: يتناسب الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز تناسباً عكسياً مع ضغط الغاز عند درجة حرارة ثابتة (شكل 15). يتمثل قانون بويل بالمعادلة الرياضية التالية:

$$V = k \times \frac{1}{P} \text{ أو } P \times V = k$$



شكل (15)
رسم بياني يوضح العلاقة بين حجم كمية معينة من غاز ما وضغطه عند درجة حرارة ثابتة.

24

مقدمة إثرائية الكيمياء الرياضية

حل المعادلات

تعتبر معرفة المعادلة التي يجب أن تستخدمها الخطوة الأولى الأساسية لحل الكثير من المسائل. لكن يجب أن تكون ماهراً أيضاً في حل المعادلة لإيجاد المتغيرات غير المعروفة. لكي تحل معادلة لإيجاد قيمة أحد متغيراتها، تقوم بفصل هذا المتغير في أحد طرفي المعادلة بإشارته المتكافئة (سالب أو موجب). وتكون المتغيرات والأرقام الأخرى في الطرف الآخر من المعادلة بالإشارة المتكافئة لكل منها. على سبيل المثال، ربما تعرف المعادلة المستخدمة لحساب مساحة المستطيل وهي:

$$\text{مساحة المستطيل} = \text{الطول} \times \text{العرض}$$

$$\text{Area} = \text{base} \times \text{height أو } A = bh$$

نحل هذه المعادلة لحساب المساحة (A). لاحظ أن المتغير A موجود في أحد طرفي المعادلة بإشارته المتكافئة، في حين يقع المتغيران الآخران على الطرف الآخر بالإشارة المتكافئة. لذلك يُعتبر المتغير A معزولاً في أحد طرفي المعادلة. إذا كان المتغير الذي نريد حساب قيمته غير معزول، نستخدم أيًا من العمليات الحسابية كالجمع والطرح والضرب والقسمة لعزل هذا المتغير. يجب أن نتذكر أثناء إجراء هذه العمليات أن العملية الحسابية التي تجري على أحد طرفي المعادلة لعزل أحد المتغيرات يجب أن تُجرى على الطرف الآخر.

مثال 1:

حل المعادلة $A = bh$ للمتغير b. يجب فصل المتغير b، ولأنه مضروب بالمتغير h، يجب قسمة طرفي المعادلة على المتغير h.

$$\frac{A}{h} = \frac{bh}{h}$$

وبسط المتغيرات المتماثلة، نحصل على:

$$\frac{A}{h} = \frac{b\cancel{h}}{\cancel{h}} = b$$

$$b = \frac{A}{h}$$

أي أن.

26

مثال (1)

يحتوي منطاد على 30 L من غاز الهيليوم (He) عند ضغط 103 kPa على ارتفاع معين. ما حجم غاز الهيليوم عندما يصعد المنطاد إلى ارتفاع يصل الضغط فيه إلى 25 kPa فقط؟ (افترض أن درجة الحرارة تظل ثابتة).

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم

$$P_1 = 103 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 30 \text{ L}$$

$$P_2 = 25 \text{ kPa}$$

غير المعلوم

$$V_2 = ? \text{ L}$$

استخدم القيم المعلوم وقانون بويل ($P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$) لحساب القيمة غير المعلوم (V_2).

2. احسب: حل غير المعلوم.

أعد ترتيب قانون بويل لفصل V_2 في أحد طرفي المعادلة:

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2}$$

عوّض عن القيم المعلوم لكل من P_2 ، V_1 ، P_1 في المعادلة السابقة وحلّها.

$$V_2 = \frac{30 \text{ L} \times 103 \text{ kPa}}{25 \text{ kPa}}$$

$$V_2 = 123.6 \text{ L}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

باستخدام النظرية الحركية، النقص في الضغط عند درجة حرارة ثابتة يجب أن تقابله زيادة نسبية في الحجم. تتوافق النتائج المحسوبة مع كل من النظرية الحركية والعلاقة بين الضغط والحجم.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. يتغير ضغط 2.5 L من غاز التخدير من 105 kPa إلى 40.5 kPa.

احسب الحجم الجديد عند ضغط 40.5 kPa مع افتراض ثبات

درجة الحرارة.

الحل: 6.48 L.

2. سُحب لغاز حجمه 4 L عند ضغط 205 kPa بالتمدد ليصبح

حجمه 12 L. احسب الضغط في الوعاء إذا ظلت درجة الحرارة

ثابتة.

الحل: 68.3 kPa.

25

4.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب أن يفكروا دائماً في النظرية الحركية لحلّ مسائل قانون تشارلز (الحجم الجديد لكمية الغاز يساوي حجمه الأصلي مضروباً بمقدار يوضّح ما إذا كان الغاز قد سُخِّن أو بُرِّد). فإذا سُخِّن الغاز ($T_2 > T_1$) يكون الحجم الجديد أكبر لأنّ الغاز يتمدد، وبالتالي فالمقدار $\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$ يجب أن يكون أكبر من 1. وإذا بُرِّد الغاز ($T_2 < T_1$) يكون الحجم الجديد أصغر لأنّ الغاز ينكمش، وبالتالي، فالمقدار $\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$ يجب أن يكون أقلّ من 1.

5.2 نشاط

املاً وعاء واسعاً بماء مثلّج ووعاء آخر بماء ساخن، ثم خذ إطار دراجة مطّاطي واطلب إلى الطلاب أن يضغطوه حتّى يحدّدوا مدى صلابته. ثم اغمر الإطار بالماء المثلّج واطلب إليهم تقدير صلابته، وأخيراً اغمره بالماء الساخن واطلب إليهم مرّة أخرى تحديد صلابته. وأخيراً اطلب إليهم أن يفترضوا العلاقة بين الضغط ودرجة الحرارة عند ثبات الحجم. **[هناك علاقة طردية بين الضغط ودرجة الحرارة عند ثبات الحجم.]**

6.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب مناقشة العلاقة بين ضغط كمية معيّنة من الغاز ومتوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز ودرجة الحرارة المطلقة (كلفن). ثم اطلب إليهم تفسير لماذا توصي مصانع تصنيع إطارات السيارات بفحص الانتفاخ الصحيح للإطارات قبل قيادة السيارة أكثر من 2 km. **[كلّما تحرّكت السيارة أصبحت الإطارات أكثر سخونة، وبذلك يزداد الضغط في داخلها.]** هناك علاقة طردية بين الضغط ودرجة

الحرارة عند ثبات الحجم لكمية معيّنة من الغاز، ويمكن التعبير عنها رياضياً بالعلاقة التالية التي تُسمّى قانون جاي - لوساك: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

7.2 مناقشة

اطلب إلى الطلاب أن يتذكروا دائماً أنّ عند استخدام النظرية الحركية لحلّ مسائل قانون جاي - لوساك، يساوي الضغط الجديد لغاز ما ضغطه الأصلي مضروباً بالمقدار $\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$ ، الذي يوضّح ما إذا كان الغاز قد سُخِّن أو بُرِّد. فإذا سُخِّن ($T_2 > T_1$) فهذا يعني أنّ الضغط الجديد أكبر، وبالتالي يكون المقدار $\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$ أكبر من 1، وإذا بُرِّد ($T_2 < T_1$) يكون الضغط الجديد أقلّ، وبالتالي يجب أن يكون المقدار $\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$ أصغر من 1.

مثال 2:

يتضمّن هذا المثال إحدى المعادلات التي تعلّمتها في هذا الدرس. حلّ المعادلة $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$ للمتغيّر P_1 . يجب عليك فصل المتغيّر P_1 ، ولأنّه مضروب بالمتغيّر V_1 ، فيجب قسمة طرفي المعادلة على المتغيّر V_1 .

$$\frac{P_1 \times V_1}{V_1} = \frac{P_2 \times V_2}{V_1}$$

وبسط المتغيّرات المماثلة نحصل على، $P_1 = \frac{P_2 \times V_2}{V_1}$

تمارين

استعدّ لحلّ مسائل وتمارين هذا الدرس، وذلك بحلّ المعادلات التالية للمتغيّر المطلوب والموضّح في كلّ معادلة.

1. حلّ $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$ للمتغيّر V_2

2. حلّ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ للمتغيّر T_2

3. حلّ $P_T = P_1 + P_2 + P_3$ للمتغيّر P_2

4. حلّ $\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$ للمتغيّر T_1

5. حلّ $P \times V = n \times R \times T$ للمتغيّر T



شكل (16)

جاك الكسندر سيزار تشارلز (1746-1823) كيميائي، فيزيائي وفيزيائي فرنسي. قام تشارلز بأول رحلة من نوعها على متن سقّاد هيدروجين في 1 ديسمبر 1783، برفقة ماري - نويل روبرت. كان تشارلز عالماً وأسفاداً في الفيزياء، وانتخب لعضوية الأكاديمية الفرنسية للعلوم، واشتهر بقانون الغاز الذي يحمل اسمه. نشرت الأكاديمية الفرنسية للعلوم أعماله في العام 1820.

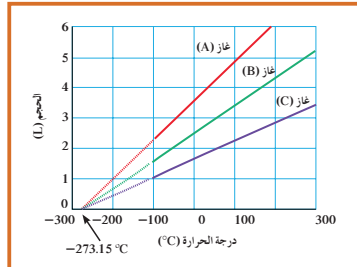
2. قانون تشارلز: العلاقة بين درجة الحرارة والحجم

Charles' law: The Temperature-Volume Relation

في العام 1787، برهن العالم الفيزيائي وخبير المناخيد الفرنسي جاك تشارلز Jacques Charles (شكل 16) العلاقة الكميّة بين درجة الحرارة وحجم كمية معينة من الغاز عند ضغط ثابت. وقد لاحظ أنّ في كلّ تجربة يزداد حجم كمية الغاز بزيادة درجة حرارتها، ويتقلّص بانخفاض درجة حرارتها. يمكن قياس العلاقة بين درجة الحرارة والحجم لأيّ كمية غاز من الناحية العملية في مدى محدود فقط، لأنّ الغازات تتكثّف عند درجات الحرارة المنخفضة لتكوّن سوائل.

لاحظ تشارلز من خلال دراساته الكميّة أنّ العلاقة البيانية بين حجم كمية معينة من الغاز ودرجة حرارتها عند ثبات الضغط تعطي خطاً مستقيماً. ويوضّح الشكل (17) مثل هذه العلاقة لعينات من ثلاثة غازات مختلفة الأنواع والحجوم في البونّات. بالإضافة إلى الخطوط المستقيمة، ثمة شيء مهمّ ومميّز، وهو أنّ هذه الخطوط المستقيمة تتقاطع كلّها عند النقطة نفسها.

$$(T = -273.15^\circ\text{C}, V = 0\text{ L})$$



شكل (17)

يوضّح هذا الرسم البياني العلاقة الطردية بين حجم كمية معينة من الغاز ودرجة الحرارة لعينات من ثلاثة غازات مختلفة تحت ضغط ثابت.

8.2 مناقشة

تناقش مع الطلاب حول وجود متغيرات بإمكانها وصف الغازات في حالة ما. اطلب إليهم أن يذكروا هذه المتغيرات مع تحديد وحداتها الشائعة. **[الضغط (P) بالكيلوبسكال (kPa) والحجم (V) بالترتات (L) ودرجة الحرارة (T) بالكلفن (K) وعدد المولات (n) بالمول (mol).]**

ذكر الطلاب بقوانين الغازات التي سبق ودرسوها وبالعلاقة بين المتغيرات الثلاثة P، V، و T.

• قانون بويل $V_1 P_1 = V_2 P_2$

• قانون تشارلز $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

• قانون جاي - لوساك $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

أشّر للطلاب أنّ عيّنة من الغاز تكون عرضة للتغير بفعل تغير درجة الحرارة والضغط والحجم. عند حدوث هذه التغيرات، يجب التعامل مع المتغيرات الثلاثة في الوقت ذاته.

أشّر للطلاب أنّ هذه المتغيرات يمكن جمعها في معادلة توحّد القوانين الثلاثة. أشّر إلى أنّ هذه المعادلة تُعرف بالقانون الموحد للغازات، وتبين العلاقة بين الضغط والحجم ودرجة الحرارة لغاز ما عندما تكون الكمية ثابتة (الكتلة أو عدد المولات).

أشّر للطلاب أنّ هذه العلاقة يمكن وصفها بالمعادلة الرياضية التالية:

$$\frac{PV}{T} = k \text{ حيث } k \text{ هي ثابت يعتمد على كمية الغاز.}$$

ناقش مع الطلاب أنّ غازًا ما يتواجد في حالتين مختلفتين وأنّ كمية هذا الغاز ثابتة دائمًا.

حالة 1	حالة 2
P_1	P_2
V_1	V_2
T_1	T_2

بناءً على المعادلة الرياضية السابقة:

في الحالة 1: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = k$

في الحالة 2: $\frac{P_2 V_2}{T_2} = k$

بما أنّ كمية الغاز ثابتة في كلتا الحالتين، يمكن استنتاج المعادلة التالية:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

الفت انتباه الطلاب إلى أنّه يمكن حساب أيّ من المتغيرات عندما تكون الخمسة الأخرى معلومة، كما يمكن استنتاج كلّ من القوانين الثلاثة عند ثبات أحد المتغيرات:

• عند ثبات درجة الحرارة (T) $V_1 P_1 = V_2 P_2$ (قانون بويل)

• عند ثبات الضغط (P) $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (قانون تشارلز)

• عند ثبات الحجم (V) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ (قانون جاي - لوساك)

أدرك العالم وليام طومسون (الورد كلفن Lord Kelvin) أهمية قيمة درجة الحرارة -273.15°C ، وعرفها بدرجة الصفر المطلق، وهي تُمثل أقلّ درجة حرارة ممكنة، أي درجة الحرارة التي تساوي عندها متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز «صفرًا» نظريًا. وكان هذا أساس مقياس درجة الحرارة المطلقة Absolute Temperature Scale الذي وضعه كلفن عام 1848، ويُسمى هذا المقياس الآن بمقياس كلفن لدرجة الحرارة (K). وعلى ذلك فإنّ درجة صفر في مقياس كلفن لدرجة الحرارة (0 K) تقابل -273.15°C . نعتبر عن الصفر المطلق في هذا الكتاب بمقياس سلسيوس لدرجات الحرارة (المُسمى عادة بالمقياس المئوي Centigrade)، وتكون قيمته حوالي -273°C . وتستطيع ببساطة، للتحويل، استخدام العلاقة التقريبية:

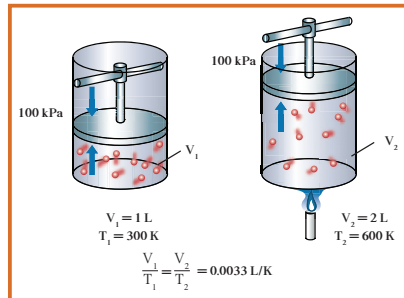
$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

ما قيمة الصفر المئوي (0°C) في مقياس كلفن؟

يمكن تلخيص الملاحظات التي وجدها تشارلز والنتائج التي توصّل إليها كلفن بقانون تشارلز Charles' Law. ينصّ هذا القانون على ما يلي: «يتناسب حجم كمية معينة من الغاز تناسبًا طرديًا مع درجة حرارته المطلقة بالكلفن عند ثبات الضغط وكمية الغاز». نجد أنّ النسبة التي يحدث بها التغير للكميتين المتغيرتين تساوي مقدارًا ثابتًا. أيّ أنّ كتابة قانون تشارلز رياضيًا نحصل على:

$$V = k \times T \text{ أو } \frac{V}{T} = k$$

على سبيل المثال، يُوضّح الشكل (18) عيّنة غاز حجمها 1 L (V_1) عند درجة حرارة 300 K (T_1). عند زيادة درجة الحرارة إلى 600 K (T_2)، يزداد الحجم إلى 2 L (V_2). وبالتالي، تكون النسبتان $\frac{V_1}{T_1}$ و $\frac{V_2}{T_2}$ متساويتين. (لاحظ أنّه عند حلّ تمارين قوانين الغازات، يُعبّر دائمًا عن درجة الحرارة بمقياس كلفن، أي درجة الحرارة المطلقة).

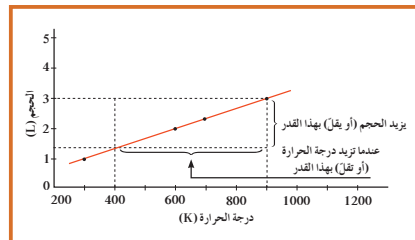


شكل (18)

عندما يُسخّن الغاز عند ضغط ثابت، يزداد الحجم، وعندما يُبرّد الغاز عند ضغط ثابت، يتقلص الحجم.

بالإضافة إلى ذلك، عند ثبات الضغط، تساوي نسبة الحجم إلى درجة الحرارة بمقياس كلفن لغاز عند طرفين مختلفين من الحجم ودرجة الحرارة (V_1, T_1) و (V_2, T_2) مقدارًا ثابتًا (شكل 19). يمكن كتابة قانون تشارلز كما يلي:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



شكل (19)

يُوضّح هذا الرسم البياني قانون تشارلز. عند أي نقطة على هذا الخط المستقيم، تساوي نسبة الحجم إلى درجة الحرارة المطلقة مقدارًا ثابتًا 0.0033 L/K .

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

لتقييم فهم الطلاب ، ذكّرهم بالعوامل المؤثرة في تغيير حالة الغاز : الحجم (V) ، الضغط (P) ، الحرارة (T) وكمية المادة (n) . وزّع الطلاب في مجموعات واطلب إلى كلّ مجموعة دراسة أحد قوانين الغازات :

• قانون بويل

• قانون تشارلز

• قانون جاي - لوساك

• القانون الموحد للغازات

أشر للطلاب إلى أن الهدف من دراسة قوانين الغازات هو إيجاد علاقة بين العوامل المؤثرة في تغيير حالة الغاز .

أشر أيضاً إلى أن تطبيق القوانين الثلاثة (بويل ، تشارلز وجاي - لوساك) يشترط أن تكون كمية الغاز ثابتة .

اطلب إلى كلّ مجموعة أن تعطي نصّ القانون الذي تناقشه وتوضّح العلاقة بين المتغيرات بواسطة رسوم بيانية . اطلب إليهم أيضاً البحث عن أمثلة توضيحية على كلّ من هذه القوانين إذا أمكن .

(2) مثال

نُفخ بالون حجمه 4 L عند درجة حرارة 24°C ، ثم سُخّن البالون إلى درجة حرارة 58°C . ما الحجم الجديد للبالون مع بقاء الضغط ثابتاً؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم .

المعلوم

$$V_1 = 4 \text{ L}$$

$$T_1 = 24^{\circ}\text{C}$$

$$T_2 = 58^{\circ}\text{C}$$

غير المعلوم

$$V_2 = ? \text{ L}$$

استخدم القيم المعلوم وقانون تشارلز $\left(\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}\right)$ لحساب القيمة غير المعلوم (V_2) .

2. حلّ: احسب: حلّ غير المعلوم .

نظراً لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسائل ، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K) .

$$T_1 = 24^{\circ}\text{C} + 273 = 297 \text{ K}$$

$$T_2 = 58^{\circ}\text{C} + 273 = 331 \text{ K}$$

أعد ترتيب قانون تشارلز لفصل القيمة غير المعلوم V_2 في أحد طرفي المعادلة:

$$V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1}$$

عوّض عن القيم المعلوم لكلّ من T_2 ، V_1 ، T_1 في المعادلة السابقة واحسب قيمة V_2 .

$$V_2 = \frac{4 \times 331}{297} = 4.46 \text{ L}$$

3. قيم: حل النتيجة لها معنى؟

تشير النظرية الحركية إلى أن الحجم يجب أن يزداد بزيادة درجة الحرارة (عند ثبات الضغط) ، والنتيجة التي حصلت عليها تتماشى مع ذلك ومع قانون تشارلز حيث إن الحجم ازداد بزيادة درجة الحرارة .

(3) مثال

إذا كان ضغط الغاز المتبقّي في عبوة رذاذ مستخدمة يساوي 103 kPa عند درجة حرارة 25°C ، احسب ضغط الغاز في حال أُلقيت هذه العبوة في النار عند درجة حرارة 928°C . (سوف تُوضّح لك الإجابة عن هذا السؤال مدى خطورة إلقاء عبوة رذاذ في النار بعد استخدامها . وإذا قرأت التعليمات الموجودة على مثل هذه العبوات ، ستجد تحذيراً مثل: لا تُخزّن فوق درجة حرارة معينة . سبب هذه التحذيرات على عبوات الرذاذ هو أن ضغط الغاز المحبوس يرتفع عند تسخينه ، وإذا زاد الضغط عن الحدّ المحتمل ، يمكن أن ينفجر الوعاء ويُسبب أضراراً جسيمة) .

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم .

المعلوم

$$P_1 = 103 \text{ kPa}$$

$$T_1 = 25^{\circ}\text{C}$$

$$T_2 = 928^{\circ}\text{C}$$

غير المعلوم

$$P_2 = ? \text{ kPa}$$

استخدم القيم المعلوم وقانون جاي-لوساك $\left(\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}\right)$ لحساب القيمة غير المعلوم (P_2) .

2. احسب: حلّ غير المعلوم .

نظراً لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسائل ، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K) .

$$T_1 = 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 928^{\circ}\text{C} + 273 = 1201 \text{ K}$$

أعد ترتيب قانون جاي-لوساك لفصل القيمة غير المعلوم P_2 في أحد طرفي المعادلة:

$$P_2 = \frac{P_1 \times T_2}{T_1}$$

عوّض عن القيم المعلوم لكلّ من T_2 ، P_1 ، T_1 في المعادلة السابقة واحسب قيمة P_2 .

$$P_2 = \frac{103 \times 1201}{298} = 415.11 \text{ kPa}$$

3. قيم: حل النتيجة لها معنى؟

يمكن استناداً إلى النظرية الحركية توقّع أن زيادة درجة حرارة الغاز تؤدي إلى زيادة الضغط عند ثبات الحجم ، والنتيجة التي حصلت عليها تُوضّح ذلك .

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. تشغل عبّية غاز 6.8 L عند درجة حرارة 325°C . ما الحجم الذي تشغله عند درجة حرارة 25°C ، مع بقاء الضغط ثابتاً؟

الحلّ: 3.39 L

2. تشغل عبّية الهواء 5 L عند درجة حرارة 50°C . ما الحجم الذي تشغله عند درجة حرارة 100°C مع بقاء الضغط ثابتاً؟

الحلّ: 8.36 L

3. قانون جاي-لوساك: العلاقة بين درجة الحرارة والضغط

Gay-Lussac's Law: The Temperature-Pressure Relation

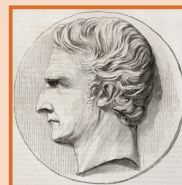
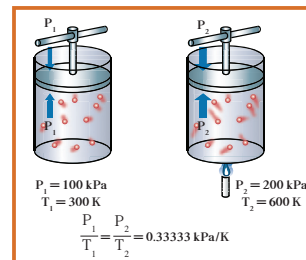
في أيام الصيف الحارة ، يزداد الضغط في إطار السيارة ، وتوضّح هذه الزيادة العلاقة التي اكتشفها الكيميائي الفرنسي جاي-لوساك Gay-Lussac (1778-1850) في العام 1802 (شكل 20) .

ينصّ قانون جاي-لوساك Gay-Lussac's Law على أن عند ثبات الحجم فإنّ ضغط كمية معينة من الغاز يتناسب طردياً مع درجة حرارتها المطلقة . يُعبّر عن قانون جاي-لوساك بالمعادلة الرياضية التالية:

$$\frac{P}{T} = k$$

مع افتراض ثبات الحجم (الشكل 21) .

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



شكل (20)

جوزيف لويس جاي-لوساك

(1778-1850)

هو كيميائي وفيزيائي فرنسي وضع أحد القوانين المتعلقة بالغازات . في العام 1802 ، نشر القانون الأساسي للجزيئات عندما كان يبلغ من العمر 24 عاماً . وفي العام 1808 ، نشر قانون النسب الحجومية للغازات (Law of Combining Volumes of Gases) الذي ساعد على تفسير سلوك الغازات . وكان جاي-لوساك أول من عزل عنصر البورون بالتعاون مع تشارلز ثينارد Davy ، كما درس عناصر معزولة حديثاً مثل الصوديوم ، البوتاسيوم واليود .

شكل (21)

يزداد الضغط عندما يُسخّن غاز بحجم ثابت ، ويقلّ عندما يُبرّد الغاز بحجم ثابت .

بعد مناقشة عمل المجموعات ، اطلب إلى الطلاب إدراج المعلومات كلها التي توصلوا إليها في الجدول التالي الذي يمكن تثبيته على طرف السبورة أو على حائط الصف في خلال دراسة وحدة الغازات .

قوانين الغازات			
نص القانون	الثوابت	المتغيرات	القانون بصورته العامة
بويل: عند ثبات درجة الحرارة ، يتناسب حجم كمية محدودة من غاز ما تناسباً عكسياً مع الضغط .	n و T	P و V	$PV = k$
تشارلز: عند ثبات الضغط ، يتناسب حجم كمية محدودة من غاز ما تناسباً طردياً مع درجة الحرارة .	n و P	V و T	$\frac{V}{T} = k$
جاي-لوساك: عند ثبات الحجم ، يتناسب ضغط كمية محدودة من غاز ما تناسباً طردياً مع درجة الحرارة .	n و V	P و T	$\frac{P}{T} = k$

أسئلة تطبيقية وحلها

- إذا كان ضغط غاز ما 2.58 kPa عند درجة حرارة 539 K ، فكم يبلغ ضغطه عند درجة حرارة 211 K مع إبقاء الحجم ثابتاً؟
الحل: 1 kPa
- ضغط الهواء في إطار سيارة هو 198 kPa عند درجة حرارة 27 °C . وفي نهاية رحلة في يوم مشمس حار ، ارتفع الضغط إلى 225 kPa . ما درجة حرارة الهواء داخل إطار السيارة (بفرض أن الحجم لم يتغير)؟
الحل: 341 K أو 68 °C

4. القانون الموحّد للغازات The Combined Gas Law

إذا وجدت صعوبة في تذكر قوانين الغازات السابقة منفردة ، يُمكنك تذكر قانون واحد يجمعها ، وهو القانون الموحّد للغازات The Combined Gas Law ، ويُعبّر عنه رياضياً بما يلي:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

ويمكن استنباط جميع القوانين السابقة منفردة من هذا القانون الموحّد ، وذلك بجعل أحد المتغيرات الثلاثة (الضغط ، الحجم أو درجة الحرارة) ثابتاً .

لتوضيح ذلك ، افترض أننا جعلنا درجة الحرارة ثابتة ($T_1 = T_2$) ، وقمنا بإعادة ترتيب القانون الموحّد للغازات لتصبح درجة الحرارة في الطرف نفسه من المعادلة ، وبالتالي يمكن اختصارها بما يلي:

$$P_1 \times V_1 = \frac{P_2 \times V_2 \times T_1}{T_2}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

وكما ترى ، حصلت بذلك على قانون بويل . وإذا جعلت الضغط ثابتاً $P_1 = P_2$ ، تتحوّل المعادلة إلى قانون تشارلز . وإذا كان الحجم ثابتاً $V_1 = V_2$ ، تتحوّل المعادلة إلى قانون جاي - لوساك . وكما هو الحال بالنسبة إلى كل من القوانين المنفردة ، فالقانون الموحّد للغازات يبقى صالحاً فقط ما دامت كمية الغاز لم تتغير .

34

بالإضافة إلى إمكانية استنباط القوانين الثلاثة السابقة من القانون الموحّد للغازات ، فهو يساعدنا أيضاً في إجراء حسابات في ظلّ عدم ثبات أيّ من المتغيرات السابقة (الضغط أو الحجم أو درجة الحرارة) . عندما تتعامل مع الغازات ، من المفيد أن تعرف الظروف القياسية من درجة الحرارة والضغط ، وهذه الظروف هي المعروفة بدرجة الحرارة والضغط القياسيين Standard Temperature and Pressure أو باختصار STP ، وهي 101.3 kPa أو 1 atm و 273 K .

مثال (4)

إذا كان حجم بالون مملوء بالغاز يساوي 30 L عند درجة حرارة 40 °C وضغط 153 kPa ، فما هو حجم البالون عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين (STP)؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم .

المعلوم

$$V_1 = 30 \text{ L}$$

$$T_1 = 40 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 273 \text{ K (درجة الحرارة القياسية)}$$

$$P_1 = 153 \text{ kPa}$$

$$P_2 = 101.3 \text{ kPa (الضغط القياسي)}$$

غير المعلوم

$$V_2 = ? \text{ L}$$

استخدم القيم المعلوم والقانون الموحّد للغازات لحساب القيمة غير المعلوم (V_2) .

2. احسب: حلّ غير المعلوم .

نظراً لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسألة ، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K) .

$$T_1 = 40 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

أعد ترتيب القانون الموحّد للغازات لفصل القيمة غير المعلوم V_2 .

$$V_2 = \frac{V_1 \times P_1 \times T_2}{P_2 \times T_1}$$

عوّض عن القيم المعلوم في المعادلة واستنتج قيمة V_2 .

$$V_2 = \frac{30 \text{ L} \times 153 \text{ kPa} \times 273 \text{ K}}{313 \text{ K} \times 101.3 \text{ kPa}} = 39.5 \text{ L}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

تقلّصت درجة الحرارة ونسبة تغيّرها أصغر من واحد ، أما الضغط فارتفع ونسبة تغيّره أكبر من واحد . لحساب الحجم الجديد علينا أن نضرب الحجم السابق بهذه النسب .

$$V_2 = 30 \times \frac{153}{101.3} \times \frac{273}{313} = 39.5 \text{ L (الإجابة مطابقة)}$$

35

إجابات أسئلة الدرس 1-2

1. قانون بويل: يتناسب الحجم الذي تشغله كمية محدودة من الغاز تناسباً عكسياً مع الضغط الواقع عليه عند درجة حرارة ثابتة $(PV = k)$.

قانون تشارلز: يتناسب حجم كمية محدودة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة الحرارة المقاسة بالكلفن عند ثبات الضغط وكمية الغاز $\left(\frac{V}{T} = k\right)$.

قانون جاي - لوساك: يتناسب ضغط كمية محدودة من الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة عند ثبات حجم الغاز $\left(\frac{P}{T} = k\right)$.

2. عند ثبات أحد المتغيرات (T أو V أو P) يُستبعد من المعادلة فيتبقى واحد من القوانين الثلاثة الأخرى.

3. $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$
 $P = \text{الضغط}$ ؛ $V = \text{الحجم}$ ؛ يمثل العدد السفلي (1) الشروط الابتدائية في حين يمثل العدد السفلي (2) الشروط النهائية.

ودرجة الحرارة ثابتة، لذلك لا تظهر في المعادلة.

4. 24.24 L

أسئلة تطبيقية وحلها

1. يشغل غاز عند ضغط يساوي 155 kPa ودرجة حرارة 25°C وعاء حجمه الأصلي 1 L. يزداد ضغط الغاز إلى 605 kPa بفعل ارتفاع درجة الحرارة إلى 125°C ويتغير الحجم. احسب الحجم الجديد.
الحل: $3.42 \times 10^{-1} \text{ L}$
2. عينة هواء حجمها 5 L عند درجة حرارة 50°C وعند ضغط 107 kPa. احسب الضغط الجديد عند ارتفاع درجة الحرارة إلى 102°C وتمدد الحجم إلى 7 L.
الحل: 128.52 kPa

مراجعة الدرس 1-2

1. اذكر نص قانون بويل وقانون تشارلز وقانون جاي-لوساك.
2. اشرح باختصار كيف يمكن استخلاص قوانين الغازات الثلاثة من القانون الموحد للغازات.
3. اكتب المعادلة الرياضية لقانون بويل، وشرح رموزها. ما الشرط المتعلق بالحرارة؟
4. كتلة معينة من الهواء حجمها 6 L عند ضغط 101 kPa. كيف سيتغير الحجم الذي تشغله إذا انخفض الضغط إلى 25 kPa مع إبقاء درجة الحرارة ثابتة؟

صفحات الطالب: من ص 37 إلى ص 44

عدد الحصص: 3

الأهداف:

- يحسب كمية الغاز عند أي ظروف معينة من الضغط، الحجم ودرجة الحرارة.
- يُميّز بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي.

الأدوات المستعملة: ثلج جاف، كرات رخامية، كأس زجاجية سعتها 500 mL، وكأس زجاجية سعتها 200 mL.

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرؤون الفقرة المرافقة لها. أشر للطلاب أن هذا الثلج المبيّن في الصورة لم يتكوّن من الماء وهو ليس الثلج الذي نراه في ثلاجة المنزل. فهو مصنوع من ثاني أكسيد الكربون المتوفّر في الغلاف الجوّي للأرض، وهو الغاز الذي نخرجه عند الزفير، والغاز الذي تستخدمه النباتات في عملية البناء الضوئي، ويُضاف إلى الماء لصنع المشروبات الغازية وينطلق عند فتح عبوات هذه المشروبات.

وجّه إلى الطلاب السؤال التالي:

• كيف يمكن الحصول على الثلج الجاف؟ [يمكن الحصول على

الثلج الجاف بتبريد غاز ثاني أكسيد الكربون إلى درجة -74°C].

أشر إلى أن هذا الثلج صُنِع في بداية القرن العشرين لهدف أساسي وهو تأمين حرارة منخفضة لحفظ المنتجات إلى جانب استخدامات أخرى منها على سبيل المثال، إخماد الحرائق والنقل الطبي.

الغازات المثالية
Ideal Gases

الدرس 2-2

الأهداف العامة

- يحسب كمية الغاز عند أي ظروف معينة من الضغط والحجم ودرجة الحرارة.
- يُميّز بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي.



شكل (22)

الثلج الجاف هو ثاني أكسيد الكربون في الحالة الصلبة. سُمّي كذلك لأن مادته تتبخّر مباشرة من دون أن تتصهر (تنساقط عند الضغط الجوي العادي). تصل درجة حرارته إلى -74°C ، وهو يحرق الجلد إذا لامسه مباشرة.

ماذا يحدث إذا قال لك أحدهم إن قوانين الغازات التي تعلّمتموها في الدرس السابق غير صحيحة؟ في الحقيقة، هذا الكلام صحيح إلى حدّ ما. نفترض قوانين الغازات أن سلوك الغازات مثالي وتتبع فرضيات النظرية الحركية، ولكن في الواقع، لا تسلك الغازات تمامًا مثل هذا السلوك. فما هو الغاز المثالي إذاً، وعند أي ظروف تُطبّق قوانين الغازات التي درستوها؟

1. قانون الغاز المثالي Ideal Gas Law

تناولنا حتى الآن ثلاثة متغيّرات تتعلّق بسلوك الغازات، وهي الضغط، الحجم ودرجة الحرارة. وثمة متغيّر رابع يجب أن نأخذ في الاعتبار، وهو كمية الغاز في النظام، ويُعبّر عنه بعدد المولات (n). يمكن حساب عدد المولات بتعديل القانون المُوخّد للغازات.

1. 2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول الغازات والامتغيرات التي تؤثر فيها، وجّه إليهم السؤال التالي:

• ما الذي يساعد على خفض درجة الحرارة إلى -74°C ؟

[وفق قانون جاي - لوساك، أي عند ثبات الحجم، تكون العلاقة بين الضغط والحرارة على الشكل التالي: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$]

أشر للطلاب أن الثلج الجاف يتسامى. ما المقصود بكلمة يتسامى؟

[يتحول مباشرة من الحالة الصلبة إلى الحالة الغازية أو العكس]

ذكر الطلاب بحالات المادة الثلاث أي الحالة الصلبة، الحالة السائلة والحالة الغازية، وذلك لربط التغير في الحالة الفيزيائية بدرجة الحرارة والضغط.

2. علم وطّق

1. 2 مناقشة

اعرض الكثير من المسائل المتنوعة لقانون الغاز المثالي كلما أمكن ذلك على السبورة. وضح كيف أن قانون الغاز المثالي يمكن أن يُستخدم لإيجاد كتلة الغاز وكثافته، وهما خاصيتان يعرفهما الطلاب وسبق لهم أن درسوهما. اطلب إلى الطلاب حلّ مسألتين أو أكثر بعد تعرّف بعض المتغيرات. استعن بالأسئلة التطبيقية وحلّها في كتاب الطالب ص 39 وص 41.

2. 2 مناقشة

ناقش مع الطلاب كيف أن قانون الغاز المثالي يمكن استخدامه للغازات ذات الحجوم الكبيرة وعند الضغوط المنخفضة. ذكرهم بآلا قوى تجاذب بين جسيمات الغاز المثالي التي لا حجم لها. أشر إلى أن الغازات الحقيقية يمكن إسالتها، مثال على ذلك البروبان السائل، ويمكن أن تتصلّب أحياناً كالثلج الجاف بسبب قوى التجاذب بين الجسيمات. تُعتبر قابلية الإسالة والتصلّب دليلاً على وجود هذه القوى.

3. 2 مناقشة

أشر للطلاب أنهم تعرّفوا في الدرس السابق نصّ قوانين الغازات والقانون الموحد لهذه الغازات كما أنهم طبقوا هذه القوانين على المسائل التي تشمل درجة الحرارة (T)، الحجم (V) والضغط (P). أشر للطلاب أن هذه المناقشات كلّها كانت تدور حول الغازات المثالية. ذكر الطلاب بالغاز المثالي ونظرية التصادم:

• الغاز المثالي هو غاز افتراضي يحقق تمامًا فرضيات النظرية الحركية جميعها.

• التصادم المرن هو التصادم الذي لا يرافقه فقدان لمتوسط الطاقة الحركية.

يمكنك فهم هذا التعديل إذا علمت أن الحجم الذي يشغله الغاز عند درجة حرارة وضغط معين يرتبط بعدد جسيمات الغاز. يتناسب عدد مولات الغاز تناسباً طردياً مع عدد الجسيمات. لهذا السبب يتناسب عدد المولات تناسباً طردياً مع الحجم أيضاً، لذلك يمكنك إدخال عدد المولات إلى القانون الموحد للغازات بقسمة كل من طرفي المعادلة على المقدار n.

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1 \times n_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2 \times n_2}$$

توضّح هذه المعادلة أن $\frac{P \times V}{T \times n}$ تساوي مقداراً ثابتاً. ينطبق هذا الثبات على ما يُسمّى الغاز المثالي Ideal Gas، ويقال إن تصّرف الغاز مثالي إذا خضع لقوانين الغازات (أي تنطبق عليه قوانين الغازات). ويعتمد السلوك المثالي على ظروف معينة سوف نتعرّفها في هذا الدرس.

إذا استطعت تعيين قيمة المقدار الثابت لـ $\frac{P \times V}{T \times n}$ ، تستطيع حساب عدد مولات الغاز عند أي قيم معينة من الضغط والحجم ودرجة الحرارة، ويُرمز لهذا المقدار بالرمز R، ويُسمّى ثابت الغاز المثالي Ideal Gas Constant.

يمكنك إيجاد القيمة R الفعلية إذا عرفت حقيقة عامة عن الغازات، وهي أن المول الواحد لكلّ غاز مثالي يشغل حجماً قدره 22.4 L عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين (STP) 101.3 kPa و 273 K. وبالتعويض عن قيم P و V، T، n في المعادلة:

$$R = \frac{P \times V}{n \times T} = \frac{101.3 \times 22.4}{1 \times 273} = 8.31 \text{ kPa.L/mol.K}$$

تكون قيمة ثابت الغاز المثالي R = 8.31 kPa.L/mol.K وإعادة ترتيب المعادلة لفصل المقدار R تحصل على الصورة المعادة لقانون الغاز المثالي:

$$R = \frac{P \times V}{T \times n}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

يُسمّى قانون الغاز المثالي Ideal Gas Law عن القانون الموحد للغازات بأنه يسمح لك بإيجاد عدد مولات الغاز المحبوس إذا عرفت قيم كل من T، V و P.

38

مثال (1)

إذا قام عامل في شركة تعبئة الغاز بملء اسطوانة حجمها 20 L بغاز النيتروجين (N_2) إلى أن يصبح ضغط الغاز $2 \times 10^4 \text{ kPa}$ عند درجة حرارة 28°C ، فكم عدد مولات (N_2) التي ستحتويها هذه الاسطوانة؟ (اعتبر غاز N_2 غازاً مثالياً).

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم

$P = 2 \times 10^4 \text{ kPa}$

$V = 20 \text{ L}$

$T = 28^{\circ}\text{C}$

غير المعلوم

عدد مولات (N_2) $n = ? \text{ mol}$

استخدم القيم المعلوم وقانون الغاز المثالي لحساب القيمة غير المعلوم (n).

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

نظراً لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسألة، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K). $T = 28^{\circ}\text{C} + 273 = 301 \text{ K}$

أعد ترتيب قانون الغاز المثالي لفصل n في أحد طرفي المعادلة وعوّض عن القيم المعلوم، P، V، R، T.

$$n = \frac{P \times V}{R \times T}$$

$$n = \frac{2 \times 10^4 \times 20}{8.31 \times 301}$$

$$n = 160 \text{ mol } N_{2(g)}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

يتعرّض الغاز لضغط مرتفع، لكنّ حجمه ليس كبيراً. يعني ذلك وجود عدد كبير من مولات الغاز مضغوط في هذا الحجم. وعلى ذلك يكون الرقم الكبير الذي حصلت عليه معقولاً.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. تحتوي كرة مجوّفة مملّئة على 685 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 621 K وضغط غاز $1.89 \times 10^3 \text{ kPa}$. ما عدد مولات الهيليوم التي تحتوي عليها الكرة (اعتبر غاز الهيليوم غازاً مثالياً)؟

الحلّ: 250.8 mol

2. ما الضغط الذي يمارسه عدد مولات يساوي 0.45 mol من غاز مثالي محبوس في دورق حجمه 0.65 L عند درجة حرارة 25°C ؟

الحلّ: $1.71 \times 10^3 \text{ kPa}$

39

وجّه الأسئلة التالية إلى الطلاب بعد الإشارة إلى معادلة الطاقة الحركية:

$$E = \frac{1}{2} mv^2$$

حيث (m) هي كتلة الجسم و (v) سرعته.

• فسّر لماذا تعتمد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز على سرعاتها

فقط. [لأن جزيئات الغاز كلّها تملك الكتلة ذاتها.]

أشّر للطلاب أنّ معدّل الطاقة الحركية لكلّ غاز يكون ثابتاً عند درجة حرارة معيّنة. تعتمد الطاقة الحركية على سرعة جسيمات الغاز فقط، لذلك يزداد معدّل السرعة والطاقة الحركية لجسيمات الغاز مع ارتفاع درجة الحرارة ويقلّ بانخفاضها.

افتراض أنّ الغازين (A) و (B) يتواجدان عند درجة الحرارة نفسها وكتلة (A) أخفّ من كتلة (B). أيّ من الغازين معدّل سرعة

جسيماته أعلى؟ [الغاز الأخفّ أي الغاز (A).]

• أيّ غاز معدّل سرعة جسيماته أعلى:، غاز الهيليوم

(M.wt. (He) = 4 g/mol) أم غاز النيتروجين

(M.wt. (N₂) = 28 g/mol) عند درجة الحرارة نفسها؟ [غاز

الهيليوم]

أشّر للطلاب أنّ الغازات المثالية غير موجودة فعلاً ولكن تسلك عدّة غازات سلوكاً مثالياً. يُشترط لذلك:

• ألا يكون ضغطها عالياً.

• ألا تكون درجة حرارتها منخفضة جداً.

2. 4 ممارسة الطلاب للتفكير الناقد

باستخدام قانون الغاز المثالي:

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1 \times n_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2 \times n_2}$$

اطلب إلى الطلاب أن يبرهنوا كيف أنّ معادلات قوانين الغازات

الأخرى كلّها يمكن اشتقاقها من هذا القانون. [عندما تجعل أحد

المتغيرات الثلاثة (الضغط أو الحجم أو درجة الحرارة) ثابتاً مع الحفاظ

على عدد المولات نفسه، يكون المتغير الذي تمّ اختياره هو نفسه في طرفي

المعادلة، بالتالي يمكنك حذفه للحصول على قوانين الغازات الأخرى.]

اطلب إلى الطلاب استنتاج ثابت الغاز المثالي R بوحدة:

$$\frac{L \times kPa}{K \times mol}$$

أشّر للطلاب أنّ المول الواحد لأيّ غاز تحت الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة يشغل حجماً قدره 22.4 L تقريباً (وضّح للطلاب أنّ هذا الحجم وضعه أفوجادرو، وسيتعرفون فرضيته في الدرس (2-3)، وأنّ درجة الحرارة القياسية هي 273 K والضغط القياسي هو 101.3 kPa).

$$[R = 8.31 \frac{L \times kPa}{K \times mol}]$$

مثال (2)

تحتوي بئر عميقة تحت سطح الأرض على 2.24 × 10⁶ L من غاز الميثان CH₄ عند ضغط 1.5 × 10³ kPa ودرجة حرارة 42 °C. احسب كتلة الميثان التي تحتوي عليها البئر (علماً أنّ: (M.wt. (CH₄) = 16 g/mol).



طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم

$$P = 1.5 \times 10^3 \text{ kPa}$$

$$V = 2.24 \times 10^6 \text{ L}$$

$$T = 42 \text{ }^\circ\text{C}$$

غير المعلوم

$$m = ? \text{ kg CH}_4$$

استخدم القيم المعلوم وقانون الغاز المثالي. حوّل المولات إلى جرامات مستخدماً الكتلة المولية للميثان.

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

نظرًا لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسألة، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات الحرارة المطلقة (K):

$$T = 42 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 315 \text{ K}$$

أعد ترتيب معادلة قانون الغاز المثالي لفصل المقدار n في أحد طرفي المعادلة.

$$n = \frac{P \times V}{T \times R}$$

عوّض عن الكميات المعلوم في المعادلة لإيجاد عدد مولات الميثان.

$$n = \frac{1.5 \times 10^3 \times 2.24 \times 10^6}{315 \times 8.31} = 1.28 \times 10^6 \text{ mol}$$

حوّل مولات الميثان إلى جرامات.

$$n = \frac{m}{M.wt.}$$

$$m = n \times M.wt. = 1.28 \times 10^6 \times 16$$

$$= 2.05 \times 10^7 \text{ g}$$

$$= 2.05 \times 10^4 \text{ kg}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

حجم الميثان وضغطه كبيران جداً. ومن المعقول أن تحتوي البئر على كمية كبيرة من غاز الميثان كما توضح نتيجة هذا المثال.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. سعة رنة طفل 2.18 L. ما هي كتلة الهواء الذي تسع له رنة هذا الطفل عند ضغط 102 kPa، ودرجة حرارة الجسم المعتادة أي 37 °C؟ الهواء خليط، لكن يمكن أن نفترض أنّ كتلته المولية المتوسطة قدرها 29 g/mol.

الحل: 2.5 g هواء

2. ما الحجم الذي يشغله 12 g من غاز الأكسجين O_{2(g)} عند درجة حرارة 25 °C وضغط 52.7 kPa؟ (M.wt. (O₂) = 32 g/mol)

الحل: 17.6 L من O_{2(g)}

2. قانون الغاز المثالي والنظرية الحركية

The Ideal Gas Law and Kinetic Theory

في المناقشات السابقة للنظرية الحركية وقوانين الغازات، افترضنا أنّ الغازات كانت غازات مثالية. الغاز المثالي الفعلي هو الغاز الذي يتبع قوانين الغازات عند جميع ظروف الضغط ودرجة الحرارة. يجب أن يخضع مثل هذا الغاز بدقة لفرضيات النظرية الحركية. وعلى ذلك، تكون جسيماته بدون حجم ولا تستطيع أن تنجذب بعضها إلى بعض على الإطلاق. وكما نتوقع، لا يوجد غاز له مثل هذه الخواص التي يملكها الغاز المثالي، أي لا وجود للغاز المثالي. وعلى الرغم من ذلك، عند ظروف متعدّدة من درجة الحرارة والضغط، تسلك الغازات الحقيقية سلوك الغاز المثالي إلى حدّ كبير.

ثمة سلوك مهم للغاز الحقيقي Real Gas يخلف فيه عن سلوك الغاز المثالي الافتراضي، وهو إمكانية إسائه، وفي بعض الأحيان تحويله إلى صلب بالتبريد وتحت تأثير الضغط. على سبيل المثال، عند تبريد بخار الماء إلى درجة حرارة أقل من 100 °C عند الضغط الجوي القياسي، يتكثف البخار إلى سائل. ويمثل ذلك الغازات الحقيقية الأخرى، مع اختلاف درجة الحرارة والضغط اللامين تبعاً لطبيعة الغاز.

3. الحيود عن قانون الغاز المثالي

Departures from the Ideal Gas Law

قبل عن الغاز الذي تنطبق عليه قوانين الغازات عند ظروف معيّنة من الضغط ودرجة الحرارة إنه يسلك سلوكاً مثالياً عند هذه الظروف. لا يوجد غاز سلوكه مثالي عند جميع درجات الحرارة والضغط.

5.2 استخدام وسيلة مرئية

اطلب إلى الطلاب دراسة الشكل (23)، وأشر إلى أن الثابت R ، n و T تجعل مقام الكسر $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ قيمة ثابتة وأي حيود عن الواحد الصحيح يجب أن يكون ناتجاً من البسط أي حاصل ضرب P في V . وبما أن الضغط هو قيمة مقاسة، يصبح الحجم (V) القيمة المؤثرة. على ذلك، إذا كان ناتج المقدار $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ أقل من 1 فإن قيمة V تكون أقل مما هو متوقع بحسب قانون الغاز المثالي والغاز الحقيقي لا يشغل فراغاً أكبر من الغاز المثالي لأن قوى التجاذب بين جسيماته تقلص حجمه.

إذا كان ناتج قسمة المقدار $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ أكبر من 1 فهذا يعني أن قيمة V تكون أكبر مما هو متوقع، وأن الغاز الحقيقي يشغل حجماً أكبر من الغاز المثالي. يرتبط الفرق بحجم جسيمات الغاز الحقيقي.

6.2 نشاط

املأ كأساً سعتها 500 mL، وأخرى سعتها 200 mL بعدد متساوٍ من الكرات الرخامية، واطلب إلى الطلاب تخيل أن كلاً من الكأسين المعروضتين هما وعاءان محكما بالإغلاق، وأن الكرات الرخامية تمثل جسيمات الغاز التي تسبح بسرعة في الوعاء، ثم وجه إليهم السؤالين التاليين:

• إذا علمت أن الحجم الذي يشغله الجسيم المفرد للغاز المثالي هو حجم مهملاً، أي نموذج (من الكأسين) يمثل الغاز المثالي؟

[النموذج الموجود في الكأس الكبيرة حيث إن جسيمات الغاز تشغل الحجم الجزئي الأصغر.]

• أي غاز يكون تحت ضغط أكبر؟ **[الغاز الموجود في الوعاء الأصغر حيث أن عدد الاصطدامات المتزامنة للجسيمات بجدران الوعاء أكبر.]**

7.2 مناقشة

أشر للطلاب أن جسيمات الغاز لها حجم وإن كان صغيراً، ويوجد بينها قوى تجاذب وتصادماتها بالوعاء ليست تصادمات مرنة تماماً. على الرغم من ذلك، تسلك معظم الغازات سلوك الغاز المثالي عند نطاقات واسعة من الضغط ودرجة الحرارة.

وجه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

• ما هي الظروف التي يسلك فيها الغاز الحقيقي سلوك الغاز

المثالي؟ **[يسلك الغاز الحقيقي سلوكاً مثالياً عند درجة حرارة مرتفعة**

وضغط منخفض.]

• اذكر العاملين اللذين يفسران انحراف الغاز الحقيقي عن السلوك

المثالي. **[تشغل جزيئات الغاز حيزاً من الفراغ ويوجد بينها قوى**

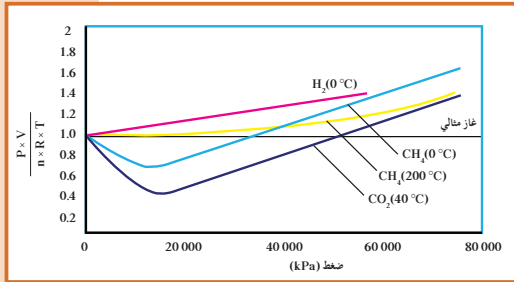
تجاذب.]

• لماذا يكون انحراف الغازات عن السلوك المثالي ملموساً عند

الضغوط العالية ودرجات الحرارة المنخفضة؟ **[لأن جسيمات الغازات**

تكون متقاربة ولا تكفي طاقتها الحركية للتغلب تماماً على قوى التجاذب.]

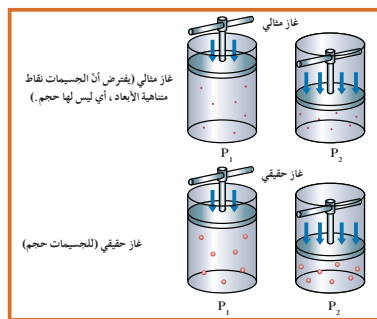
يمكنك تحليل مدى حيود الغاز عن السلوك المثالي بالرجوع إلى النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T} = 1$. وطبقاً لقانون الغاز المثالي، هذه النسبة للغاز المثالي تساوي الواحد الصحيح (للتأكد من ذلك، ليس عليك سوى قسمة طرفي معادلة الغاز المثالي على المقدار $n \times R \times T$). وإذا رسمت العلاقة بين هذه النسبة والضغط، تحصل على خط أفقي مستقيم مواز لمحور الضغط للغاز المثالي لأن النسبة ثابتة (شكل 23).



شكل (23)

النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ تساوي دائماً الواحد الصحيح للغاز المثالي. وعلى عكس ذلك، تحيد الغازات الحقيقية عن سلوك الغاز المثالي. ما قيمة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ لـ CO_2 عند 40°C وضغط 10^4 kPa ؟

يمكن أن تحيد النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ للغازات الحقيقية عند الضغوط العالية بشكل كبير عن القيمة الثانية المثالية للواحد الصحيح. وقد تصبح هذه النسبة أكبر أو أصغر من الواحد الصحيح، وعلى ذلك، يمكن أن يكون الحيود موجياً (فوق الخط) أو سالباً (تحت الخط). ويمكن تفسير الحيود عن الحالة المثالية على أساس عاملين هما التجاذب بين جسيمات الغاز وحجم هذه الجسيمات. وكما قرأت في الدروس السابقة، تفترض النظرية الحركية البسيطة أن جسيمات الغاز لا تتجاذب بعضها إلى بعض وليس لها حجم. وهذه الفرضيات غير صحيحة، إذ لا يمكن إساءلة الغازات والأبخرة إذا انعدم التجاذب بين الجسيمات. تتكون الغازات الحقيقية أيضاً من جسيمات فيزيائية حقيقية لها حجم كما يوضح الشكل (24).



شكل (24)

يجب أن تؤخذ الحجم الفعلي لجسيمات الغاز المفردة في الاعتبار كلما زاد الضغط. يصبح من الصعب ضغط الغاز بعد درجة أو نقطة معينة، مهما كانت قيمة الضغط الواقع على الغاز.

قوة التجاذب بين الجسيمات التي تسبب تماسك جسيمات الغاز بعضها مع بعض تعمل على تقليل المسافة بين الجسيمات، فيشغل الغاز حجماً أقل مما هو متوقع بالمقارنة مع النظرية الحركية التي تفترض عدم وجود تجاذب بين جسيمات الغاز. وإذا فكرنا بهذه الحقيقة وحدها، فإن النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ تميل إلى أن تكون أصغر من الواحد الصحيح، وفي الوقت نفسه تشغل الجسيمات نفسها بعض الحجم، وذلك يعارض مع افتراض النظرية الحركية بأن الجسيمات لا حجم لها، ونتيجة لذلك تميل النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ إلى أن تفوق الواحد الصحيح.

وبذلك يكون أحد التأثيرين السابقين دائماً الغالب على الآخر. وفي الشكل (23)، نجد أن قوة التجاذب بين الجسيمات في أجزاء المنحنى أسفل الخط الأفقي المستقيم تكون هي المسيطرة، وتؤدي إلى أن يكون الحجم الكلي أقل من الحالة المثالية.

يسيطر تأثير حجم الجسيمات في أجزاء المنحنى التي تقع أعلى الخط الأفقي المستقيم، ويؤدي إلى أن يكون الحجم الكلي أكبر من الحالة المثالية. وتحدد درجة حرارة الغاز أيًا من التأثيرين السابقين هو الذي سيسيطر. بالمقارنة بين منحنيات $\text{CH}_4(g)$ عند 0°C وعند 200°C ، نجد أن عند 0°C ، تتحرك جسيمات الميثان ببطء نسبياً، ويكون التجاذب بين الجسيمات قوياً بدرجة كافية. لذلك، عند انخفاض الضغط، يقع المنحنى الذي يمثل الميثان عند درجة 0°C أسفل الحالة المثالية التي تساوي النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ عندها الواحد الصحيح (أي الخط الأفقي).

فقرة إنشائية

الأنابيب اللبديا بالفيزياء،

الكريوستات (تروموس)



يُطلق على الأوعية التي تُستخدم في تخزين الغازات المسالة ونقلها اسم كريوستات. ويمنع تصميم هذه الأوعية انتقال الحرارة من الوسط المحيط إلى السائل البارد جداً في داخلها. وتُسمى الكريوستات الأكثر استخداماً قارورات ديوار Dewar Flasks، نسبة للعالم الاسكتلندي جيمس ديوار الذي صمّمها في العام 1892. وهي أوعية لها جداران يفصل بينهما فراغ، وتشبه في ذلك الترموس المعروف الذي يُستخدم لحفظ المشروبات الساخنة والباردة. الكريوستات أوزانها خفيفة جداً بالمقارنة مع أسطوانات الغاز المضغوطة، فحجم أي مادة معينة في الحالة السائلة أصغر بكثير منه في الحالة الغازية حتى لو كان ضغط الغاز مرتفعاً. لذلك يتم تخزين الكثير من الغازات ونقلها في الحالة السائلة بدلاً من الحالة الغازية.

بعد المناقشات ، يمكن إعطاء الطلاب بعض الأمثلة على الغازات التي تسلك سلوكًا مثاليًا (أي قوى التجاذب بين جزيئاتها ضعيفة):
 • غازات أحادية الذرة وغير قطبية كالغازات النبيلة من مثل He ،

Ar و Ne

• غازات ثنائية الذرة وغير قطبية من مثل H_2 ، O_2 و N_2

أشّر للطلاب أنّ قطبية الجزيئات تؤثر في قوى التجاذب في ما بينها.

3. قيم وتوسّع

3.1 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب أن يدرسوا تطبيق قانون الغاز المثالي على نظام مكون من عينة غاز في بالون ، وأن يشرحوا لماذا ، في هذا النظام ، يكون n و R ثابتين في حين أنّ T ، V و P متغيرة .

اطلب إليهم أيضًا تفسير لماذا يمكن إسالة الغاز الحقيقي فيما لا

يمكن إسالة الغاز المثالي . [الجسيمات في الغاز المثالي ليس لها حجم ولا

ينجذب بعضها إلى بعض .]

3.2 إعادة التعليم

الفت نظر الطلاب إلى أنّ إحدى ميزات قانون الغاز المثالي هي أنّه يساعدهم على إيجاد عدد مولات عينة غازية بمجرد قياس درجة حرارتها ، ضغطها وحجمها .

وبإمكانك أيضًا أن تذكر الطلاب بأنّ عينة ما من غاز مثالي تملك عدد مولات ثابت عند تغيير الظروف (حجم ، حرارة وضغط) ، ما

يسمح باستنتاج المعادلة التالية: $\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$. (القانون الموحد للغاز)

إجابات أسئلة الدرس 2-2

1. باستخدام قانون الغاز المثالي $P \times V = n \times R \times T$.

2. يتبع الغاز المثالي فرضيات النظرية الحركية للغازات . أمّا الغاز الحقيقي فيحيد عن السلوك المثالي إلا عند ظروف معينة .

3. تسلك الغازات الحقيقية السلوك المثالي عند درجات حرارة عالية وضغوط منخفضة . لجزيئات الغاز الحقيقي حجم وقوى تجاذب بينها ، وعند درجات الحرارة المنخفضة ، تعمل التجاذبات على جذب الجزيئات بعضها لبعض ، ما يقلل حجم الغاز . وعند الضغط المرتفع ، يشكّل الحجم الذي تشغله الجزيئات جزءًا واضحًا من الحجم الكلي ، لأنّ الجزيئات تكون قريبة من بعضها البعض .

4. 16.7 L

5. 2.24×10^3 kPa

تقل المسافة بين الجسيمات عند ارتفاع الضغط ويصبح الحجم الفيزيائي الحقيقي لجسيمات غاز الميثان مهمًا . وفي هذه الحالة ، يقع منحني الميثان أعلى من الحالة المثالية . يؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى ما فوق 200°C إلى ارتفاع متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بدرجة كافية للتغلب على تأثير قوى التجاذب الضعيفة بين الجسيمات . وبذلك ، تساوي النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ الواحد الصحيح تقريبًا عند الضغط الأقل ودرجات الحرارة المرتفعة . وتكون النسبة أكبر من الواحد فقط عندما يزيد حجم كلّ جسيم غاز ، كما يحصل عند ارتفاع الضغط .

مراجعة الدرس 2-2

1. كيف يمكن حساب كثية غاز مثالي في عينة ما عند ظروف معينة من درجة الحرارة والضغط والحجم؟
2. ما الفرق بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي؟
3. فسر معنى الجملة التالية: «لا يسلك أيّ غاز السلوك المثالي عند جميع درجات الحرارة والضغط» . عند أيّ ظروف تسلك الغازات الحقيقية سلوك الغازات المثالية؟ ولماذا؟
4. حدّد الحجم الذي يشغله 0.582 mol لغاز مثالي عند 10°C وعند ضغط 81.8 kPa .
5. إذا سُحِبَ لكمية من غاز الميثان (CH_4) كتلتها 28 g بالدخول إلى مخبر مفرغ سعته 2 L عند درجة حرارة 35°C ، احسب الضغط داخل المخبر . لاحظ أنّ حجم المخبر ثابت . (اعتبر غاز الميثان غازًا مثاليًا ، $M.Wt. (CH_4) = 16 \text{ g/mol}$.)

صفحات الطالب: من ص 45 إلى ص 52

عدد الحصص: 2

الأهداف:

- يذكر فرضية أفوجادرو وقانون دالتون للضغوط الجزئية.
- يحسب عدد مولات، كتل وحجوم غازات عند درجة الحرارة والضغط القياسيين.
- يحسب الضغوط الجزئية.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرؤون الفقرة المرافقة لها. ثم اطلب إليهم تفسير لماذا يحمل متسلقو الجبال والأماكن المرتفعة أسطوانات من غاز الأكسجين، ثم وجه إليهم السؤال التالي:

- ماذا يعني الضغط الجزئي للأكسجين؟ لماذا يقل كلما زاد الارتفاع؟ [الضغط الجزئي للأكسجين هو الضغط الذي يساهم به غاز الأكسجين في الضغط الكلي لخليط الهواء عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة. كلما زاد الارتفاع قل الضغط الجوي الكلي، وبالتالي تناقص الضغط الجزئي للأكسجين إلى أن يصل إلى حد لا يكفي للتنفس.]

1.2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

قيم معلومات الطلاب حول جزيئات الغاز، واطلب إليهم مقارنة عدد جسيمات الغاز في وعاءين متماثلين محكمي الإغلاق لغاز البروبان وغاز الهيليوم عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما. [الحجوم المتساوية من الغازات عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات.]

الجسيمات الغازية: مخاليلها وحركتها
Gas Particles. Mixtures and Movements

الدرس 3-2

الأهداف العامة

- يذكر فرضية أفوجادرو، قانون دالتون للضغوط الجزئية.
- يحسب عدد مولات، كتل وحجوم غازات عند درجة الحرارة والضغط القياسيين.
- يحسب الضغوط الجزئية.



شكل (25)
جبل إفرست

يفوق ارتفاع قمة جبل إفرست 29 000 قدم (حوالي 8840 مترًا) فوق سطح البحر (شكل 25). ويحتاج المتسلق إلى قمة هذا الجبل إلى الخيم، الطعام، الملابس الثقيلة والجبال، بالإضافة إلى أنابيب من غاز الأكسجين، لأن الإنسان يحتاج إلى ضغط جزئي من غاز الأكسجين لا يقل قدره عن 10.67 kPa لكي يبقى على قيد الحياة. فإذا تعرض بشكل مستمر إلى ضغط يقل عن ذلك الحد، فسوف يموت! ماذا يعني الضغط الجزئي للأكسجين، ولماذا يتناقص كلما زاد الارتفاع؟

Avogadro's Hypothesis

1. فرضية أفوجادرو

تحتوي جزيئات غاز الكلور (Cl_2) على عدد كبير من الإلكترونات والبروتونات والنيوترونات، وبالتالي تكون جزيئات غاز الكلور أكبر وتشغل حجمًا أكبر من ذلك الذي تشغله جزيئات غاز الهيدروجين (H_2). وقد أدرك العلماء الأوائل أن لا بد من وجود اختلافات في الحجم، وافترضوا أن مجموعات الجزيئات الأكبر يجب أن تكون أكبر حجمًا من المجموعات ذات العدد نفسه من الجزيئات الصغيرة.

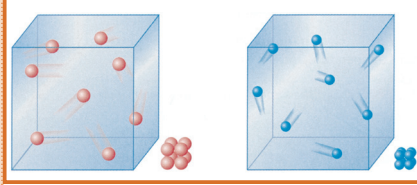
2. علّم وطبّق

1.2 مناقشة

اشرح للطلاب أنّ فرضية أفوجادرو التي تمّ إثباتها عملياً جعلت من الممكن ربط عدد مولات الغاز بدرجة حرارته ، حجمه وضغطه ، فهي تفترض أنّه بما أنّ الجسيمات ليست مترابطة بإحكام فإنّ الحجم المتساوية من الغازات عند درجة الحرارة والضغط نفسها يجب أن تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات . واطلب إلى الطلاب تذكّر أنّ متوسط الطاقة الحركية للجزيئات هو الذي يحدّد الضغط المؤثر الذي يمارسه الغاز .

اطلب إلى الطلاب أن يناقشوا كيف يمكنهم تحديد كتلة غاز الهيليوم في بالون ممتلئ عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة من دون الحاجة إلى أيّ قياسات خاصّة بالكتلة . [وفق فرضية أفوجادرو ، يشغل المول الواحد من الغاز حجماً قدره 22.4 L تقريباً عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة . يُحسب حجم البالون باللترات عند الظروف القياسية (STP) ثم تُحوّل اللترات إلى مولات ، ولحساب الكتلة ، يُضرب عدد المولات بالكتلة المولية للهيليوم .]

ذهل علماء كثر عندما سمعوا فرضية أفوجادرو Avogadro's Hypothesis التي تنصّ على أنّ الحجم المتساوية من الغازات المختلفة عند درجة الحرارة والضغط نفسيهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات . ويمكن تفسير فرضية أفوجادرو بغرفتين لهما الحجم نفسه ، يُمكن ملؤهما بالعدد نفسه من الجسيمات بصرف النظر عن صغر أو كبر حجمها . ما فُكّر فيه أفوجادرو وافترضه ليس غريباً إذا أخذنا في الاعتبار أنّ جسيمات الغاز تكون متباعدة ولا يفصل بينها سوى الفراغ . بالتالي ، فإنّ مجموعة الجسيمات الكبيرة نسبياً لا تتطلب فراغاً أكبر بالمقارنة مع العدد نفسه من الجسيمات الصغيرة نسبياً (شكل 26) .



شكل (26)
يسهل احتواء وعاء ما العدد نفسه من الجزيئات الكبيرة أو الصغيرة نسبياً طالما أنّها ليست مترابطة بإحكام . فالفرغ كبير بالمقارنة مع الحجم الذي تشغله الجسيمات . وعندما تكون الجسيمات مترابطة بإحكام ، تأخذ الجسيمات الكبيرة مساحة أكبر من الجسيمات الصغيرة .

يُمكن توضيح نظرية أفوجادرو تجريبياً ، فعند درجة الحرارة والضغط القياسيين 273 K و 101.3 kPa و 0 °C و 760 mmHg ، يشغل 1 mol (6×10^{23} جسيم) من أي غاز ، بصرف النظر عن حجم الجسيمات ، حجماً قدره 22.4 L (جدول 1 وشكل 27) . ويُعرف هذا الحجم بالحجم المولي Molar Volume .

الحجم المولي (L/mol)	1 مول من غاز
22.09 L/mol	الأرجون
22.26 L/mol	ثاني أكسيد الكربون
22.40 L/mol	النيتروجين
22.40 L/mol	الأكسجين
22.43 L/mol	الهيدروجين

جدول (1)
يوضح هذا الجدول أنّ الحجم المولي للغازات عند ضغط 101.3 kPa و 273 K مطابقت بشكل كبير .

46

الحجم المولي (L/mol)	1 مول من غاز
22.4 L	الأرجون
22.26 L/mol	ثاني أكسيد الكربون
22.40 L/mol	النيتروجين
22.40 L/mol	الأكسجين
22.43 L/mol	الهيدروجين

شكل (27)
يوضح هذا الشكل الحجم المولي للغازات عند درجة حرارة وضغط قياسي .

مثال (1)

احسب الحجم (باللتر) الذي يشغله 0.202 mol من غاز ما عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة (STP) .

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم .

المعلوم

$$n = 0.202 \text{ mol}$$

غير المعلوم

$$V = ? \text{ L}$$

استخدم الحجم المولي 22.4 L/mol لتحويل عدد المولات إلى الحجم .

2. احسب: حلّ غير المعلوم .

ضرب قيمة المولات المولوية في معامل التحويل يعطي النتيجة التالية:

$$V = 0.202 \times 22.4 = 4.52 \text{ L}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

يشغل المول الواحد من الغاز 22.4 L عند الظروف القياسية للضغط ودرجة الحرارة (STP) ، لذلك ، لا بدّ من أن يشغل 0.202 mol من الغاز $\frac{1}{5}$ الحجم الذي يشغله 1 mol أي حوالي 4.5 L .

47

2.2 مناقشة

ذكر الطلاب بأن فرضية أفوجادرو لا تُستخدم إلا للغازات ولا تُطبّق على المواد الصلبة والسائلة، وبأن العامل الذي يجعل الغازات مختلفة إلى حد كبير عن المواد الصلبة والسائلة هو إلى حد كبير حجمها الذي يشمل الفراغ. عند الضغط المنخفض، تكون حجومات جزيئات الغاز المنفردة مهملة مقارنة بحجم الوعاء الذي يحتوي على الغاز. يرتبط حجم الغاز على عدد جسيماته الموجودة وليس على حجوماتها وبالتالي تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات على العدد نفسه من الجسيمات.

3.2 مناقشة

أشر للطلاب أن الدقة في قياس ضغط الإطارات هي من أهم تعليمات السلامة في خلال قيادة السيارات. وجّه إليهم الأسئلة التالية:

• ما هو الغاز الموجود داخل الإطار؟ هل هو غاز نقي أم خليط؟

[يُستعمل الهواء في نفخ إطارات السيارة وهو خليط من عدة غازات أي

النيتروجين، الأكسجين، ثاني أكسيد الكربون وغازات أخرى.]

• إلّا يعود الضغط داخل الإطار؟

[كلّ غاز من الغازات التي تتكوّن الهواء يشارك في الضغط داخل الإطار.

بشكل عامّ، ضغط الهواء مرجعه غازاته كلّها.]

• أيّ من المتغيّرات تتشاركها هذه الغازات؟ [تتواجد الغازات المكوّنة

للحواء داخل الإطار في الحجم نفسه وعند درجة الحرارة نفسها.]

أشر للطلاب أن الهواء هو خليط من الغازات ولكلّ غاز في هذا الخليط ضغط جزئي، وأن قانون دالتون للضغوط الجزئية ينصّ على أن الضغط الكلي لخليط غازات لا تتفاعل مع بعضها البعض يساوي مجموع الضغوط الجزئية.

أشر للطلاب أن هذا القانون يُطبّق عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة.

أشر أيضاً إلى أن بالإمكان فهم قانون دالتون للضغوط الجزئية من النظرية الحركية. تملك الجسيمات المتحرّكة لكلّ غاز في الخليط فرصاً متساوية للاصطدام بجدران الوعاء وبالتالي، لكلّ غاز ضغط مستقلّ عن الغازات الأخرى، والضغط الكلي يكون ناتجاً من مجموع الاصطدامات على وحدة المساحة في وحدة الزمن.

4.2 مناقشة

أشر إلى أن جسيمات كلّ نوع غاز في خليط ما يمارس ضغطه مستقلاً عن الضغوط التي تمارسها الغازات الأخرى في الخليط، فوجود أحد الغازات لا يؤثّر في الضغط الجزئي للغاز الآخر. وينصّ قانون دالتون للضغوط الجزئية على أن الضغط الكلي الذي يمارسه خليط غازات لا تتفاعل مع بعضها البعض، يساوي عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكوّنة للخليط.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

إجابة السؤال الوارد ص 50 في كتاب الطالب:

$$P_A = 200 \text{ kPa} ; P_B = 400 \text{ kPa} ; P_C = 500 \text{ kPa}$$

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

$$= 200 + 400 + 500 = 1100 \text{ kPa} = P_D$$

مثال (2)

ما عدد جزيئات غاز الأكسجين الموجودة في 3.36 L من غاز الأكسجين عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم

$$V = 3.36 \text{ L}$$

غير المعلوم

$$\text{عدد جزيئات } O_2 = ?$$

التحويل المطلوب: حجم ← عدد المولات ← عدد الجزيئات
استخدم الحجم المولي 22.4 L/mol وعدد أفوجادرو 6×10^{23} للقيام بالتحويل المطلوب.

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

نقسم القيمة المعلوم على الحجم المولي، ثم نُضرب بعدد أفوجادرو للحصول على:

$$N_O = \frac{3.36}{22.4} \times 6 \times 10^{23} = 9 \times 10^{22} \text{ جزيء}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

بما أن 3.36 L من غاز الأكسجين O_2 يحتوي على $\frac{1}{7}$ تقريباً من غاز O_2 ، $\frac{1}{7}$ المقدار 6×10^{23} جزيء يساوي حوالي 9×10^{22} جزيء.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. ما الحجم الذي يشغله 0.742 mol من غاز الأرجون عند

الظروف القياسية؟

الحل: 16.6 L

2. ما عدد جزيئات النيتروجين الموجودة في 5.12 L من الغاز عند

الظروف القياسية؟

الحل: 1.38×10^{23} جزيء نيتروجين

3. ما الحجم الذي يشغله 4.02×10^{22} جزيء من غاز الهيليوم عند

الظروف القياسية؟

الحل: 1.5 L

2. قانون دالتون للضغوط الجزئية

Dalton's Law of Partial Pressure

من قانون الغاز المثالي

$$PV = nRT$$

$$P = n \left(\frac{RT}{V} \right)$$

في حالة ثبات الحجم ودرجة الحرارة فإن المقدار داخل القوسين يصبح ثابت.

$$P = n \times \text{ثابت}$$

أي أن ضغط الغاز في الوعاء يتناسب مع عدد مولاته وذلك ما تم مناقشته سابقاً. ولكن ما مقدار الضغط الناتج عند خلط عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها البعض في نفس الوعاء؟ في هذه الحالة سوف ينتشر كل غاز على حدة ويملأ الوعاء كله بحيث يصبح حجمه مساوياً لحجم الوعاء نفسه ويكون لكل غاز ضغط يمثل جزءاً من الضغط الكلي داخل الوعاء ويُسمى هذا الضغط بالضغط الجزئي للغاز، ويعتمد الضغط الجزئي للغاز على عدد مولاته.

تملك جسيمات غازات الهواء (جدول 2)، عند درجة الحرارة نفسها، متوسط الطاقة الحركية نفسه. ويرتبط ضغط الغاز بعدد جسيمات الغاز الموجودة في حجم معيّن ومتوسط طاقتها الحركية فحسب، أما نوع الجسيمات فغير مهم لأن لكل جسيم القدر نفسه من المساهمة في الضغط. بالتالي، إذا عرفت الضغط الذي يمارسه كلّ غاز في الخليط، نستطيع عن طريق عملية جمع الضغوط المنفردة لكلّ غاز الحصول على الضغط الكلي لخليط تلك الغازات.

المكوّن	الحجم (%)	الضغط الجزئي (kPa)
النيتروجين	78.08	79.10
الأكسجين	20.95	21.22
ثاني أكسيد الكربون	0.04	0.04
الأرجون وغازات أخرى	0.93	0.94
المجموع	100	101.30

جدول (2)
مكوّنات الهواء الجاف

5.2 مناقشة

ارسم وعاءين متمثلين (الحجم نفسه V) على السبورة وأخبر الطلاب أن أحد الوعاءين ممتلئ بغاز النيون والآخر بالهيليوم عند درجة الحرارة والضغط نفسهما، واطلب إليهم أن يستخدموا قانون الغاز المثالي لإيجاد معادلة لعدد المولات في كل وعاء.

$$n_{He} = \frac{P \times V}{R \times T} \quad n_{Ne} = \frac{P \times V}{R \times T}$$

سوف يرى الطلاب أن $n_{He} = n_{Ne}$. أشر إلى أن هذا التساوي يدل على أن ضغط عينة الغاز مرتبط فقط بعدد جسيماته وليس بنوعه. وضح للطلاب أن حساب الضغط الكلي، إذا كان الوعاء يحتوي على غاز الهيليوم وغاز النيون سوياً، ممكن بحسب المعادلة التالية:

$$P_T = \frac{n_T \times R \times T}{V} \quad \text{حيث} \quad n_T = n_{He} + n_{Ne}$$

يساوي المقدار $\frac{n_T \times R \times T}{V}$ الضغط الذي تسببه ذرات الهيليوم والنيون كلها الموجودة في العينة. لهذا يساوي الضغط الكلي لخليط الهيليوم والنيون مجموع الضغوط الجزئية لكل غاز.

$$P_T = P_{He} + P_{Ne}$$

3. قيم وتوسع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

أشر للطلاب أن الضغوط الجزئية للأكسجين والهيدروجين في وعاءيهما تبلغ 100 kPa عند درجة الحرارة نفسها. اسأل الطلاب: أي الغازين يملك عدد جزئيات أكبر في الوعاء؟ وأي الغازين يملك جزيئاته متوسط الطاقة الحركية الأكبر؟ [يملك

الغازان العدد نفسه من الجزيئات ومتوسط الطاقة الحركية نفسه.]

راجع مع الطلاب قانون دالتون للضغوط الجزئية وأعطهم مثالاً على خليط يحتوي على ثلاثة غازات لا تتفاعل مع بعضها في وعاء واحد ذي حجم ثابت، ودعهم يستنتجون، عند ثبات حرارة الخليط، علاقة الضغط الكلي للخليط بالضغط الممارس من كل غاز في الخليط.

$$[P_T = P_1 + P_2 + P_3]$$

ذكر الطلاب بفرضية أفوجادرو وبأن الحجم المتساوية من الغازات تحتوي على عدد الجزيئات الغازية نفسه عند ثبات الضغط والحرارة.

2.3 إعادة التعليم

ذكر الطلاب بفرضية أفوجادرو. أشر إلى أن الحجم المولي لغاز ما يتغير مع تغير درجة الحرارة والضغط وأن $V = 22.4 \text{ L/mol}$ تقريباً هو الحجم المولي عند الظروف القياسية (STP).

أشر أيضاً إلى أن هذه الفرضية يمكن توضيحها من خلال المعادلة

$$V = \frac{n \times R \times T}{P} \quad \text{حيث} \quad n = 1 \text{ mol}$$

$$P = 101.3 \text{ kPa} \quad T = 273 \text{ K} \quad R = 8.31 \text{ kPa.L/mol.K}$$

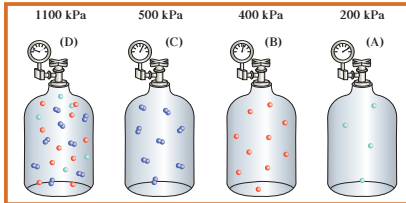
ناقش مع الطلاب المثال التالي وحله:

مُزجت ثلاثة غازات مثالية لا تتفاعل مع بعضها G_1 ، G_2 و G_3 في إناء كروي الشكل عند درجة الحرارة T ، وهي درجة حرارة الخليط ودرجة حرارة كل من الغازات الموجودة في الحجم نفسه.

الضغط الجزئي Partial Pressure يُعرف بالضغط الناتج عن أحد مكونات خليط غازي إذا شغل حجماً مساوياً لحجم الخليط عند درجة الحرارة نفسها. ففي خليط مكون من عدة غازات، يكون الضغط الكلي هو مجموع الضغوط الجزئية المنفردة للغازات المكونة للخليط.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

هذه المعادلة هي إحدى العلاقات الرياضية لقانون دالتون للضغوط الجزئية. ينص قانون دالتون للضغوط الجزئية Dalton's Law of Partial Pressures على ما يلي: عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة، يكون الضغط الكلي لخليط من عدة غازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للخليط. مُزجت الغازات الموجودة في الأوعية (A)، (B)، (C) في الوعاء (D) والأوعية كلها متساوية الحجم (شكل 28). ما الضغط الجزئي الذي يساهم به كل غاز في الضغط الكلي للخليط؟



شكل (28)

يساوي مجموع الضغوط التي يمارسها كل غاز على حدة في الأوعية الثلاثة التي إلى اليسار الضغط الكلي نفسه الذي يمارسه خليط الغازات في الحجم نفسه (بافتراض ثبات درجة الحرارة). ويُعبر قانون دالتون للضغوط الجزئية صحيحاً لأن كل غاز يمارس ضغطاً حاداً به مستقلاً عن الضغط الذي يمارسه الغازات الأخرى.

لا تتغير المساهمة الجزئية للضغط الذي يبذله كل غاز في الخليط بتغير الحرارة أو الضغط أو الحجم. تملك هذه الحقيقة معانٍ مهمة في عمليات الطيران وتسلق الجبال، فعلى سبيل المثال، يتناقص الضغط الجزئي الكلي على قمة جبل إفرست إلى 33.73 kPa (حوالي $\frac{1}{3}$ قيمته عند سطح البحر)، ويتناقص الضغط الجزئي للأكسجين بالنسبة نفسها ليبلغ حوالي 7.06 kPa فقط ($\frac{1}{3}$ الضغط الجزئي للأكسجين عند سطح البحر). هذا النقص في ضغط الأكسجين يجعله غير كافٍ للتنفس، لأن الإنسان يحتاج إلى ضغط جزئي للأكسجين لا يقل قدره عن 10.67 kPa. حتى أن بعض الأشخاص يحتاجون إلى ضغط جزئي أكبر من ذلك. يُوضح الشكل (29) الاحتياطات التي يتخذها طيارو الطائرات النفاثة ومتسلقو الجبال للتغلب على الظروف التي تفرضها الارتفاعات العالية.

50



شكل (29)

يجب أن يحمل متسلق الجبال والطيارون الذين يلعبون ارتفاعات عالية إمدادات أكسجين إضافية عندما يلعبون تلك الارتفاعات.

مثال (3)

يحتوي الهواء على الأكسجين، النيتروجين، ثاني أكسيد الكربون وكميات ضئيلة من غازات أخرى. ما الضغط الجزئي للأكسجين P_{O_2} عند ضغط كلي 101.3 kPa، علماً أن الضغوط الجزئية للنيتروجين وثاني أكسيد الكربون والغازات الأخرى هي على التوالي، 79.1 kPa، 0.04 kPa و 0.94 kPa؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم	غير المعلوم
$P_{N_2} = 79.10 \text{ kPa}$	$P_{O_2} = ? \text{ kPa}$
$P_{CO_2} = 0.04 \text{ kPa}$	
$P_{\text{غازات أخرى}} = 0.94 \text{ kPa}$	
$P_T = 101.30 \text{ kPa}$	

استخدم القيم المعلوم وقانون دالتون للضغوط الجزئية للضغوط الجزئية لحساب القيمة غير المعلوم P_{O_2} .

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

أعد ترتيب قانون دالتون للضغوط الجزئية لفصل P_{O_2} ، وعوّض عن قيم الضغوط الجزئية ثم حلّ المعادلة.

$$P_T = P_{\text{غازات أخرى}} + P_{CO_2} + P_{N_2} + P_{O_2}$$

$$P_{O_2} = P_T - (P_{\text{غازات أخرى}} + P_{CO_2} + P_{N_2})$$

$$P_{O_2} = 101.30 - (79.10 + 0.04 + 0.94) = 21.22 \text{ kPa}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

يجب أن يكون الضغط الجزئي للأكسجين أقل من الضغط الجزئي للنيتروجين، حيث إن الضغط الكلي يساوي 101.3 kPa فقط. الضغوط الجزئية للغازات الأخرى أقل من هذه القيمة، لذلك تبدو الإجابة 21.22 kPa قيمة معقولة.

أسئلة تطبيقية وحلّها

- احسب الضغط الكلي لخليط غازي يحتوي على أكسجين ونيتروجين وهيليوم إذا كانت الضغوط الجزئية للغازات كالتالي،
 $P_{He} = 26.7 \text{ kPa}$ $P_{N_2} = 46.7 \text{ kPa}$ $P_{O_2} = 20 \text{ kPa}$
الحل: $P_T = 93.4 \text{ kPa}$
- يحتوي خليط غازي على أكسجين ونيتروجين وثاني أكسيد الكربون، ويساوي ضغطه الكلي 32.9 kPa. إذا علمت أن $P_{CO_2} = 23 \text{ kPa}$ و $P_{N_2} = 6.6 \text{ kPa}$ ، احسب P_{O_2} .
الحل: $P_{CO_2} = 3.3 \text{ kPa}$

فقرة إثرائية

ارتباط الكيمياء بالرياضة

الغازات والعوض تحت الماء



يقوم غطاسون متمرسون بأعمال كثيرة مهمة تحت سطح المحيطات، كإصلاح السفن والمساعدة في بناء القواعد المائية لاستخراج النفط وغيرها. ويحافظون على سلامتهم تحت الماء بفضل استخدام أدوات خاصة بالتنفس، وخليط من الغازات المضغوطة لتعديل تأثير الضغوط العالية. يستطيع الغطاسون التنفس في الأعماق تحت الماء لأن أنابيب الغاز تصل بالمنتظم، وهو جهاز يعمل أتماتيكياً لضبط الهواء الذي يخرج من الأنابيب ويدخل رتي الغطاس. كما يعمل المنتظم على معادلة الضغط داخل الرتين وخارجهما، لأن كمية الغاز التي يتنفسها الغطاس تذوب في دمه بشكل أكبر تحت الضغوط العالية. يتكوّن الهواء بشكل أساسي من النيتروجين N_2 . يؤدي ذوبان كمية كبيرة منه في الدم تحت الضغط العالي إلى تخرّب الغطاس. كما يؤثر بشكل سلبي عند صعود الغطاس إلى سطح الماء، إذ يؤدي إلى التحنّي الذي قد يؤدي بدوره إلى الوفاة. لذلك يحتاط الغطاسون ويستخدمون خليطاً خاصاً من الغازات بدلاً من الهواء المضغوط.

مراجعة الدرس 3-2

1. اكتب باختصار وبأسلوبك الخاص نصّ فرضية أفوجادرو، وقانون دالتون للضغوط الجزئية.
2. كيف يمكنك استخراج كلّ من عدد مولات وكتل وحجوم الغاز بعضها من بعض عند الظروف القياسية؟
3. احسب عدد الثرات التي يشغلها كلّ ممّا يلي عند الظروف القياسية:
(أ) 1.7 mol من غاز $H_{2(g)}$
(ب) 1.5×10^{-2} mol من غاز $N_{2(g)}$
(ج) 250 mol من غاز $O_{2(g)}$.
4. كيف يُمكن حساب الضغط الجزئي لغاز في خليط؟
5. ما أهمية الحجم الذي قدره أفوجادرو بـ 22.4 L؟

عند هذه الظروف، تكون الضغوط الجزئية التالية P_1 ، P_2 و P_3 هي الضغوط التي تمارسها الغازات G_1 ، G_2 و G_3 على التوالي. كيف يمكن إيجاد العلاقة بين الضغوط الجزئية التي تمارسها الغازات المكوّنة للخليط والضغط الكلي للخليط؟

[بتطبيق قانون الغاز المثالي على كلّ من الغازات، يمكن الحصول على

المعادلات التالية:

$$n_1 = \frac{P_1 \times V}{R \times T} : \text{الغاز } G_1, \quad n_2 = \frac{P_2 \times V}{R \times T} : \text{الغاز } G_2$$

$$n_3 = \frac{P_3 \times V}{R \times T} : \text{الغاز } G_3, \quad \left[\frac{P_T \times V}{R \times T} = n_T : \text{الخليط الغازي} \right]$$

يساوي عدد المولات الكلي في الخليط جمع عدد مولات الغازات التي تكوّن الخليط:

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3$$

$$n_T = \frac{P_1 \times V}{R \times T} + \frac{P_2 \times V}{R \times T} + \frac{P_3 \times V}{R \times T} = \frac{V}{R \times T} (P_1 + P_2 + P_3)$$

من ناحية أخرى:

$$n_T = P_T \times \frac{V}{R \times T}$$

$$P_T \times \frac{V}{R \times T} = (P_1 + P_2 + P_3) \times \frac{V}{R \times T}$$

$$[P_T = P_1 + P_2 + P_3]$$

إجابات أسئلة الدرس 3-2

1. تنصّ فرضية أفوجادرو على أنّ الحجوم المتساوية من الغازات تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات عند درجة الحرارة نفسها والضغط نفسه. وينصّ قانون دالتون للضغوط الجزئية على أنّ الضغط الكلي الذي يمارسه خليط لغازات لا تتفاعل مع بعضها البعض عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة، يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكوّنة للخليط. وينصّ باستخدام فرضية أفوجادرو والكتلة المولية والحجم المولي للغاز.

2. من خلال فرضية أفوجادرو، يشغل المول الواحد من الغاز حجماً يساوي 22.4 L تقريباً عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة. يُحسب الحجم أولاً ويحوّل هذا الحجم إلى عدد مولات. وتحسب الكتلة بضرب عدد المولات بالكتلة المولية للغاز.

$$38.08 \text{ L (أ)}$$

$$0.336 \text{ L (ب)}$$

$$5600 \text{ L (ج)}$$

4. يمكن حساب الضغط الجزئي بإعادة ترتيب المعادلة التالية لفصل الضغط المطلوب:

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

5. هذا هو حجم المول الواحد من أيّ غاز عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة (STP).

مراجعة الوحدة الأولى

الملخص

وجّه الأسئلة التالية لمساعدة الطلاب على تلخيص المعلومات الواردة في الوحدة:

◀ ما هي فرضيات النظرية الحركية المتعلقة بجسيمات الغاز؟

[لها شكل كروي وحجمها مهمَل ؛ لا تتجاذب ولا تتنافر وهي في حركة ثابتة عشوائية في خطٍّ مستقيم. تصادم جزيئات الغاز ببعضها البعض وبجدار الإناء الذي يحويها وتكون هذه التصادمات تصادمات مغرقة.]

◀ اذكر قانون بويل، قانون تشارلز وقانون جاي-لوساك، واذكر شروط تطبيق كلٍّ من هذه القوانين.

[قانون بويل: $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$ عند درجة حرارة ثابتة]

قانون تشارلز: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ عند ضغط ثابت

قانون جاي-لوساك: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ عند حجم ثابت]

◀ اذكر القانون الذي يجمع كلٍّ من عدد المولات، درجة الحرارة، الضغط والحجم واذكر شروط استعمال هذا القانون.

[قانون الغاز المثالي $P \times V = n \times R \times T$. يُستعمل هذا القانون فقط إن كان الغاز مثاليًا أو عند ظروف معيّنة (ضغط ودرجة حرارة) حيث يتصرّف الغاز كغاز مثالي.]

◀ ما هو الحجم المولي؟

[هو الحجم الذي يشغله 1 mol من غاز مثالي ما عند ظروف معيّنة من

الضغط ودرجة الحرارة. حدّدت فرضية أفوجادرو الحجم المولي على أنّه

22.4 L/mol تقريباً عند الظروف القياسية (273 K و 101.3 kPa).]

◀ رتّب معدّلات السرعة النسبية للانتشار عند درجة حرارة ثابتة

لثاني أكسيد الكربون والهيليوم والنيتروجين. [معدّلات سرعة الانتشار

هي: الهيليوم < النيتروجين < ثاني أكسيد الكربون.]

إضافة

اطلب إلى الطلاب إجراء بحوث حول تطبيق قوانين الغازات ونظرية الطاقة الحركية في رحلات الفضاء المكوّنة. على الطلاب تقديم تقارير بنتيجة بحوثهم وعرضها في الصف.

مراجعة الوحدة الأولى

المفاهيم

Molar Volume	الحجم المولي	Ideal Gas Constant (R)	ثابت الغاز المثالي (R)
Partial Pressure	الضغط الجزئي	Standard Temperature and Pressure	درجة الحرارة والضغط القياسيان
Avogadro's Hypothesis	فرضية أفوجادرو	Real Gas	الغاز الحقيقي
Charles' Law	قانون تشارلز	Boyle's Law	قانون بويل
Dalton's Law of Partial Pressures	قانون دالتون للضغط الجزئي	Gay-Lussac's Law	قانون جاي - لوساك
Combined Gas Law	القانون الموحّد للغازات	Ideal Gas Law	قانون الغاز المثالي
Kinetic Theory	النظرية الحركية	Absolute Temperature Scale	مقياس درجة الحرارة المطلقة

الأمثلة الرئيسية للوحدة

(1 - 1) خواص الغازات

- جسيمات الغاز كروية الشكل وصغيرة جدًا بالنسبة إلى المسافة التي تفصل بينها، ولا توجد أي قوى بينها فهي تتحرّك بسرعة وبحركة عشوائية.
- يمكن استخدام النظرية الحركية للغازات لشرح ضغط الغاز، حجمه ودرجة حرارته.

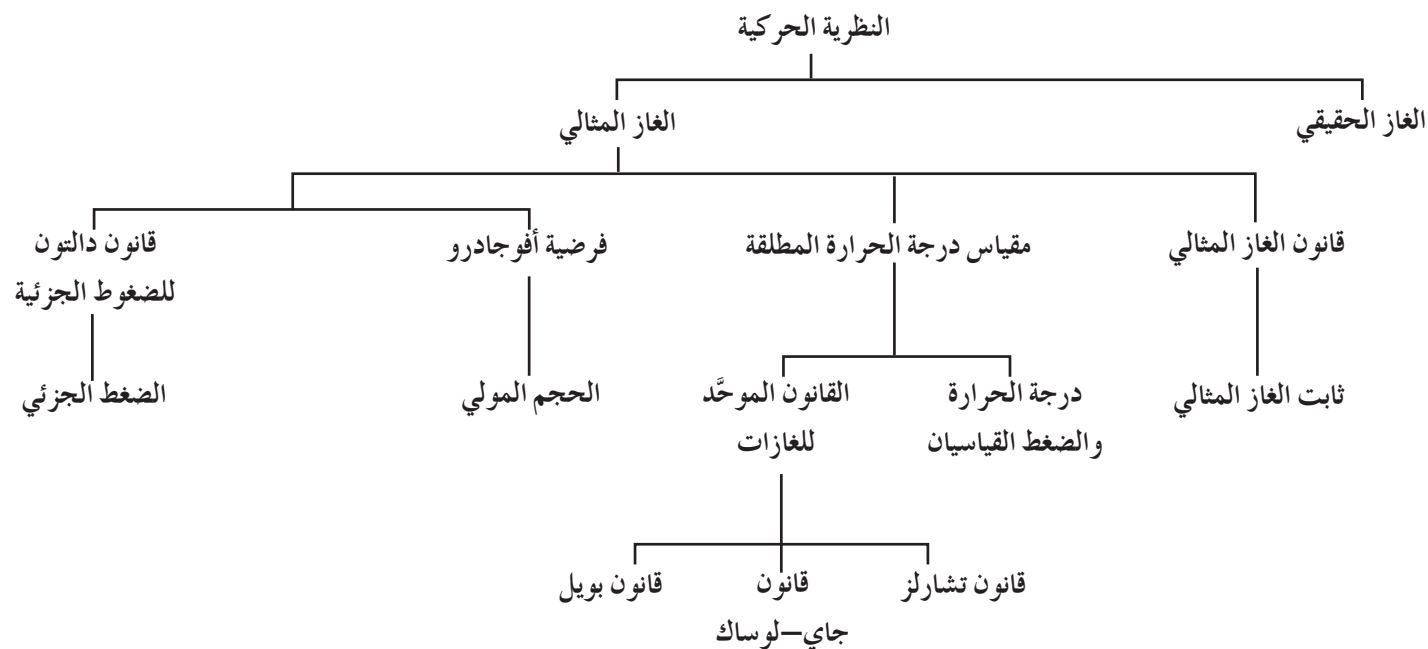
(2 - 1) العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز

- ينتج ضغط الغاز من تصادم جسيماته بجدران الوعاء الذي يحتوي عليه.
- تؤدي زيادة كمية الغاز في وعاء مغلق ذي حجم ثابت إلى زيادة ضغط الغاز عند درجة حرارة ثابتة، والعكس صحيح.
- تقلّل زيادة حجم الوعاء الذي يحتوي على غاز ما ضغط الغاز، والعكس صحيح وذلك عند درجة حرارة ثابتة.
- تؤدي زيادة درجة حرارة الغاز في وعاء مغلق ذي حجم ثابت إلى زيادة ضغط الغاز، والعكس صحيح.

(1 - 2) قوانين الغازات

- قانون بويل: عند درجة حرارة ثابتة، يتناسب الحجم الذي تشغله كمية ثابتة من الغاز تناسبًا عكسيًا مع ضغط الغاز. $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$ و $P \times V = k$
- قانون تشارلز: عند ثبات الضغط، يتناسب حجم كمية معيّنة من غاز ما تناسبًا طرديًا مع درجة حرارته المطلقة (كلفن). $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ و $\frac{V}{T} = k$

- قانون جاي - لوساك: عند ثبات الحجم، يتناسب ضغط الغاز تناسبًا طرديًا مع درجة حرارته المطلقة (كلفن). $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ و $\frac{P}{T} = k$



- يساوي متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز صفرًا عند درجة حرارة صفر في مقياس درجة الحرارة المطلقة (0 K) التي تساوي قيمتها في مقياس سلسيوس -273°C .

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$

- يجمع القانون الموحد للغازات جميع القوانين السابقة:

(2-2) الغازات المثالية

- يُسمَّى الغاز غازًا مثاليًا إذا كان يخضع لقوانين الغازات.
- يربط قانون الغاز المثالي عدد مولات الغاز بكلٍّ من حجمه، درجة حرارته وضغطه.
- تختلف الغازات الحقيقية عن الغازات المثالية نتيجة لقوى التجاذب بين جزيئاتها التي تسبب تماسك جزيئات الغاز بعضها مع بعض وتقليل المسافة بين الجسيمات. تختلف أيضًا بسبب امتلاك جسيمات الغازات الحقيقية حجمًا معينًا.

(2-3) الجسيمات الغازية: مخالطها وحركتها

- تنصُّ فرضية أفوجادرو على أن الحجم المتساوي للغازات عند درجة الحرارة والضغط نفسهما تحتوي على أعداد متساوية من الجسيمات.
- حجم المول من الغاز عند الظروف القياسية يساوي 22.4 L.
- قانون دالتون للضغوط الجزئية: يساوي الضغط الكلي في خليط من الغازات مجموع الضغوط الجزئية لكلِّ غاز موجود في الخليط.

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظِّم الأفكار الرئيسية للوحدة.



1. تزداد الطاقة الحركية لجسيمات الغاز مع ازدياد درجة الحرارة، ما يجعل الاصطدامات تحدث بقوة أكبر.
2. تصبح جسيمات الغاز أقرب من بعضها بعضاً.
3. يتضاعف الضغط.
4. يتضاعف الضغط أربع مرات.
5. تكون درجات الحرارة بالكلفن دائماً موجبة، وتناسب تناسباً طردياً مع متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز.
6. يقل حجمه وتقل الطاقة الحركية للجزيئات ما يؤدي إلى انخفاض الضغط داخل البالون.
7. 100 kPa
8. 1.95 L
9. 18 L
10. 846 K
11. تستطيع درجات الحرارة العالية أن تزيد ضغط الغاز المتبقي في العبوة بدرجة كافية للتسبب بانفجارها.
12.
$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$
13. $1.1 \times 10^3 \text{ kPa}$
14.
$$\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$$
15. عندما يكون الضغط ثابتاً $P_1 = P_2$ ، يمكن إزالة هذه القيم الثابتة من المعادلة فنحصل على معادلة قانون تشارلز.
16. تملك جسيمات الغاز حجماً محدوداً وتنجذب بعضها إلى بعض وبخاصة عند درجات الحرارة المنخفضة والضغط العالية.
17. جسيماته لا حجم لها ولا توجد قوى بينها، واصطداماتها مرنة وتتبع قوانين الغازات عند درجات الحرارة والضغط كلها.
18. عند درجات الحرارة المنخفضة، تنجذب جسيمات الغاز بعضها إلى بعض، فتقل المسافة التي تفصل بينها وتزيد قوى التجاذب عند الضغوط العالية.
19. $3.6 \times 10^2 \text{ kPa}$
20. (أ) 56 L (ب) 6.72 L (ج) 7.84 L
20. عدد جسيماتها متساو.

تحقق من فهمك

1. عند تسخين غاز ما في وعاء مغلق عند حجم ثابت يزداد ضغطه. لماذا؟
2. ماذا يحدث لجسيمات الغاز عندما يُضغَط؟
3. يحتوي أنبوب معدني على 1 mol من غاز النيتروجين عند ظروف قياسية. ما التغير الذي يطرأ على الضغط إذا أُضيف مول آخر من الغاز في الأنبوب عند ثبات درجة الحرارة والحجم؟
4. إذا ضُغَطَ غاز من 4 L إلى 1 L مع ثبات درجة الحرارة، ما التغير الذي يطرأ على الضغط؟
5. لماذا تُستخدم درجات الحرارة بالكلفن في الحسابات المتعلقة بالغازات؟
6. صف ما يحدث لحجم بالون عندما يتم إخراجه في طقس بارد. فسر السبب.
7. ضغط الغاز في وعاء مغلق 300 kPa عند درجة حرارة 30°C . احسب الضغط إذا انخفضت درجة الحرارة إلى -172°C ؟
8. احسب حجم الغاز (باللتر) عند ضغط 100 kPa، إذا كان حجمه $1.5 \times 10^3 \text{ mL}$ عند 130 kPa.
9. يتمدد غاز حجمه 4 L عند 90 kPa حتى ينخفض ضغطه إلى 20 kPa. احسب الحجم الجديد إذا ظلت درجة الحرارة ثابتة؟
10. سُخِّنَ غاز حجمه 300 mL عند 150°C حتى أصبح حجمه 600 mL. احسب درجة الحرارة الجديدة للغاز إذا ظل الضغط ثابتاً أثناء عملية التسخين؟
11. لماذا تحمل عبوات الرذاذ شعارات تحذر من حرقها بعد الاستعمال؟
12. اذكر العلاقة الرياضية التي تعبر عن القانون الموحد للغازات.
13. يحتوي أنبوب غازي محكم الإغلاق على غاز النيتروجين عند ضغط $1 \times 10^3 \text{ kPa}$ ودرجة حرارة 20°C . تُرك الأنبوب معروضاً للشمس وارتفعت درجة حرارة الغاز إلى 50°C . احسب الضغط الجديد في الأنبوب؟
14. وضح كيف يمكنك استنباط قانون تشارلز من القانون الموحد للغازات.
15. لا وجود لغاز مثالي. علّل.
16. صف الغاز المثالي.
17. اشرح أسباب حيود الغازات الحقيقية عن سلوك الغاز المثالي.
18. إذا أدخل 4.5 g من غاز الميثان (CH_4) إلى وعاء مفرغ حجمه 2 L عند درجة حرارة 35°C ، ما قيمة الضغط في الوعاء علماً أن الكتلة المولية لغاز الميثان تساوي 16 g/mol؟ (اعتبر غاز الميثان غازاً مثالياً)
19. احسب الحجم (V) بالترتبات الذي يشغله كل من الغازات التالية عند ظروف قياسية:
(أ) 2.5 mol من غاز N_2 (ب) 0.6 g من غاز H_2 (ج) 0.35 mol من غاز O_2
(علماً أن: $\text{M.wt.}(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$ ، $\text{M.wt.}(\text{N}_2) = 28 \text{ g/mol}$ ، $\text{M.wt.}(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$)
20. كيف يمكن مقارنة عدد جسيمات غازين إذا تساوى الضغط الجزئي لكل منهما في وعاء ما؟

اختبر مهارتك

1. المتغيران يتناسبان تناسباً طردياً.

2. 165°C

3. (أ) (4)

(ب) (1)

(ج) (1) أو (3)

(د) (4)

(هـ) (2)

4. تجذب الأرض الغازات التي تكون الغلاف الجوي بفعل قوة الجاذبية.

5. لا يحتوي الفراغ على أي مادة كي يسمح بانتقال الطاقة الحركية بين الجزيئات.

6. غاز الهيليوم مكوّن من ذرات صغيرة أحادية الذرة تنجذب لبعضها بتجاذبات قليلة.

7. (أ) $1.63 \times 10^2 \text{ kPa}$

(ب) $4.48 \times 10^2 \text{ kPa}$

8. (أ) 0.002%

9. بما أن التجاذبات بين الجزيئات في الغازات من مثل النيتروجين والأكسجين قليلة جداً، يكون لهذه الغازات حجم مولي يساوي 22.4 L عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة (STP). وبناءً على الحجم المولية للغازات، وعند الظروف القياسية (STP)، تزداد قوة التجاذبات بين الجزيئات تدريجياً من الميثان إلى ثاني أكسيد الكربون والأمونيا.

10. (أ) (3)

(ب) (2)

(ج) (1)

(د) (4)

اختبر مهارتك

- ما الذي تستطيع استنتاجه عن طبيعة العلاقة بين متغيرين حصيلة القسمة بينهما مقدار ثابت؟
- تتمدد عينة غاز حجمها 3.5 L عند درجة حرارة 20°C وضغط 86.7 kPa إلى حجم 8 L ويبلغ الضغط النهائي للغاز 56.7 kPa. احسب درجة الحرارة النهائية للغاز بالدرجات المئوية؟
- اختر إحدى الكلمات بحيث تحاكي العلاقة الثانية العلاقة الأولى:

(أ) غاز مثالي، غاز حقيقي	خيال،
(1) سيرة ذاتية	(2) قصة طويلة
(3) فيلم	(4) حقيقة
(ب) قانون تشارلز، درجة الحرارة	قانون بويل،
(1) ضغط	(2) حجم
(3) كتلة مثالية	(4) كتلة
(ج) حجم، قانون تشارلز	ضغط،
(1) القانون الموحد للغازات	(2) القانون الموحد للغازات
(3) قانون جاي - لوساك	(4) درجة الحرارة
(د) علاقة عكسية، قانون بويل	علاقة طردية،
(1) الصفر المطلق	(2) فرضية أفوجادرو
(3) قانون الغاز المثالي	(4) قانون تشارلز
(هـ) درجات كلفن، درجات مئوية	كيلوباسكال،
(1) ضغط جوي	(2) وحدة الضغط الجوي
(3) ضغط	(4) صفر مطلق
- تتكدد الغازات لتملأ فراغاً. لماذا لا تتسرب غازات الجو حول الأرض إلى فراغ فضائي قريب منها؟
- كيف يمنع الفراغ المستخدم في زجاجات الترموس انتقال الحرارة؟
- أي غاز حقيقي يملك خواص قريبة من خواص الغاز المثالي؟ ولماذا؟
- يحدث التفاعل التالي في وعاء محكم الإغلاق حجمه 40 L عند درجة حرارة 120°C .

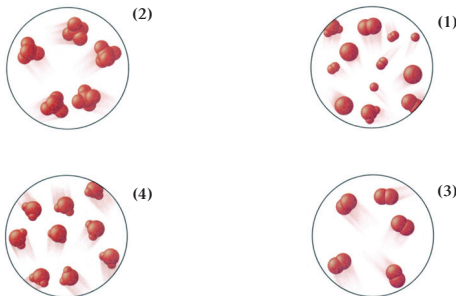
$$4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
 احسب الضغط الجزئي لـ $\text{NO}_{(g)}$ في الوعاء عندما يتفاعل 34 g من غاز $\text{NH}_{3(g)}$ مع 96 g من غاز $\text{O}_{2(g)}$ ؟
 (M.wt. (O) = 16 g/mol ، M.wt. (N) = 14 g/mol ، M.wt. (H) = 1 g/mol)
 (ب) احسب الضغط الكلي في الوعاء؟

56

أسئلة مراجعة الوحدة 1

- يحتوي وعاء حجمه 0.1 L على 3×10^{20} جزيء H_2 عند ضغط يساوي 100 kPa ودرجة حرارة صفر درجة مئوية. ما النسبة المئوية للحجم الذي تشغله جزيئات الغاز إذا كان حجم جزيء الهيدروجين $6.7 \times 10^{-24} \text{ mL}$ ؟
- تملك غازات كثيرة ذات الجزيئات الصغيرة من مثل $\text{O}_{2(g)}$ و $\text{N}_{2(g)}$ حجماً مولياً متوقعاً وهو 22.4 L عند ظروف قياسية. ومع ذلك تسلك الغازات الأخرى سلوكاً غير مثالي جداً حتى لو لم تتعرض لدرجات حرارة عالية وضغوط منخفضة جداً. تساوي الحجم المولية لـ $\text{CH}_{4(g)}$ ، $\text{NH}_{3(g)}$ و $\text{CO}_{2(g)}$ عند ظروف قياسية 22.37 L، 22.26 L و 22.06 L على التوالي. اشرح أسباب هذا الجيود عن الحالة المثالية.
- طابق كل وصف مع الشكل الصحيح.

(أ) غاز النيتروجين (ب) غاز الميثان (ج) خليط غازات (د) بخار الماء



أسئلة مراجعة الوحدة 1

57

أسئلة مراجعة الوحدة 1

11. (أ) (1)

(ب) (2)

(ج) (3)

(د) (1) و (2)

12. سوف تتهشم العلبة المعدنية عند غمرها بالماء المثلج.

وبما أن العلبة المعدنية غُمرت مقلوبة (فتحة العلبة إلى أسفل والقاعدة إلى أعلى)، ينحصر الهواء الساخن داخلها ويبرد بسرعة، وبذلك يمارس ضغطاً أقلّ. الضغط الجوي العالي نسبياً يهشم العلبة التي تحتوي الآن على هواء تحت ضغط منخفض.

مشاريع الوحدة

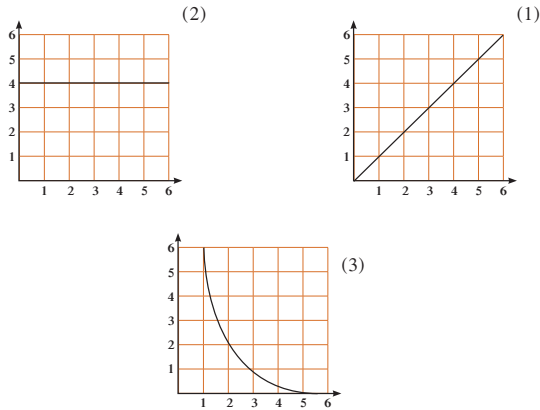
1. تأكد من صحة اللوحات الجدارية من حيث الدقة والتكامل. يجب أن تتضمن هذه اللوحات قانون بويل، قانون تشارلز، قانون جاي - لوساك، قانون دالتون للضغوط الجزئية، قانون الغاز المثالي والقانون الموحد للغازات.

2. يجب أن يلاحظ الطلاب أن المشروبات الغازية المختلفة تعطي حجوماً مختلفة من الغاز. مصادر الخطأ في التجربة هي كمية الفراغ في الزجاج أو العلبة ودرجة الحرارة والاختلافات بين المشروبات ودرجة مرونة البالون المستخدم في التجربة. سوف يحافظ الضغط في البالون على بعض الغاز في المحلول.

أسئلة مراجعة الوحدة 1

11. جيل الرسوم البيانية الثلاثة بالوصف الصحيح. يمكن وصل كل من الرسومات البيانية بأكثر من وصف واحد.

- (أ) رسم بياني يوضح علاقة تناسب طردية.
(ب) رسم بياني يساوي ميل الخط المستقيم فيه صفراً.
(ج) رسم بياني يوضح علاقة تناسب عكسي.
(د) رسم بياني يساوي ميل الخط المستقيم فيه قيمة ثابتة.



12. سخنت عبوة معدنية لمشروب غازي مفتوحة وفارغة لمدة دقيقة على لهب موقد بنزن. صف ما يحدث إذا قمت بإزاحة العلبة بسرعة من على اللهب وأغطستها في وضع مقلوب في وعاء ماء مثلج. استخدم النظرية الحركية للغازات في تفسير مشاهداتك.

58

مشاريع الوحدة

- أعد لوحة جدارية توضح قوانين الغازات التي درستها في هذه الوحدة. يجب أن تشرح في هذه اللوحة كل قانون وتبين المعادلة الخاصة به مع مثال توضيحي أو أكثر عن كيفية تطبيق القانون في الحياة العملية.
- غالبًا ما تحتوي معظم المشروبات الغازية على ثاني أكسيد الكربون تحت ضغط معين. وعند فتح زجاجة أو عبوة المشروب الغازي يقلّ الضغط ويبدأ الغاز بالتسرب من السائل. افتح زجاجة مشروب غازي وبسرعة ضع بالوناً كبيراً كروياً على فوهة الزجاجة لتكتشف كمية الغاز المذاب في السائل. اربط البالون على فوهة الزجاجة بأمان وحرص ورج الزجاجة برفق لمدة 5 ثوان على الأقل لكي تجمع في البالون أكبر كمية ممكنة من الغاز. جرب هذه التجربة مع أنواع أخرى من المشروبات الغازية واستنتج حجم الغاز باستخدام الحسابات التي تتضمن حجم البالون. استخدم أيضاً قوانين الغاز لتحديد عدد مولات الـ CO_2 . ما مصادر الخطأ الممكنة في التجربة التي تقوم بها؟

أسئلة مراجعة الوحدة 1

59

مخطط الوحدة الثانية: سرعة التفاعل الكيميائي والاتزان الكيميائي

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1. سرعة التفاعل الكيميائي والاتزان الكيميائي	1-1 سرعة التفاعل	- تفسير مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي. - تفسير كيفية تأثير سرعة التفاعل الكيميائي بظروف - التفاعل باستخدام نظرية التصادم.	3	اكتشف بنفسك: درجة الحرارة وسرعة التفاعلات
	1-2 التفاعلات العكوسة والاتزان الكيميائي	- توقع التغيرات في الاتزان الكيميائي نتيجة تغير التركيز، درجة الحرارة والضغط. - حساب قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما من نتائج تجارب مخبرية.	6	
2. الإنتروبي	1-2 تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما	- تعرف مفهوم الإنتروبي والتفاعلات التلقائية أو غير التلقائية. - وصف كيف أن التغير الحراري ΔH وتغير الإنتروبي ΔS يحددان تلقائية تفاعل ما.	2	علاقة الكيمياء بالجيولوجيا: تأكل الصخور بفعل العوامل الجوية
حلّ أسئلة مراجعة الوحدة			2	
إجمالي عدد الحصص			13	

سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي

مكونات الوحدة

الفصل الأول: سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي

الدرس 1-1: سرعة التفاعل

الدرس 1-2: التفاعلات العكوسة واللاتزان الكيميائي

الفصل الثاني: الإنترنت

الدرس 1-2: تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما

مقدمة

تهدف هذه الوحدة إلى تطوير المعرفة حول التفاعلات الكيميائية من خلال دراسة سرعاتها، العوامل المؤثرة فيها، نظرية التصادم المرتبطة بحدوثها ومعرفة أسباب حدوثها بطريقة تلقائية أو غير تلقائية والحسابات المرتبطة بها. تتضمن هذه الوحدة فصلين. سيدرس الطالب في الأول سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي، وسيدرس في الثاني الإنترنت وتحديد إمكانية حدوث تفاعل ما. لذلك، من المهم إفساح المجال أمام الطلاب لإعطاء أمثلة على تفاعلات يعرفونها ليس من خلال متفاعلاتها ونواتجها فحسب، إنما أيضاً من خلال الإشارة إلى حالتها الفيزيائية أو شروط حدوثها ودلائله. تشمل هذه الوحدة بعض التطبيقات، الأمثلة والتجارب العملية التي تعزز فهم الطلاب للمحتوى.

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للوحدة ويقرؤون الفقرة المرافقة لها، ثم ناقش معهم سرعة التفاعلات المذكورة فيها، ودعمهم بطرحون مبدئياً وبشكل وصفي، الطريقة التي يمكن بها وصف سرعة تفاعل ما. دع الطلاب يتذكرون أن الروابط القديمة للذرات تتكسر في خلال التفاعل الكيميائي، وتتكون روابط جديدة، ومن جرائها تتكون جزيئات جديدة لها خواص جديدة.

مفصول الوحدة

الفصل الأول

• سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان

الفصل الثاني

• الإنترنت

أهداف الوحدة

- يفسر مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي.
- يتعرف العوامل التي تؤثر في سرعات التفاعلات الكيميائية وربطها بنظرية التصادم.
- يتعرف التفاعلات الكيميائية العكوسة، ويميز بين هذه التفاعلات والتفاعلات الأخرى.
- يناقش العوامل التي تسبب تغيرات في اللاتزان، ويحسب قيمة ثابت اللاتزان.
- يتعرف العلاقة بين التغير في الإنثالبي والإنتروبي وفي ميل التفاعل الكيميائي إلى الحدوث.

معايير الوحدة

- اكتشف بنفسك: درجة الحرارة وسرعة التفاعلات
- علاقة الكيمياء بالبيولوجيا: تآكل الصخور بفعل العوامل الجوية



هل تساءلت يوماً عن الوقت الذي تستغرقه التفاحة لكي تنضج، أو عن سبب الاحتراق السريع للفحم والاشتعال الأسرع لمواد متفجرة من مثل الـ TNT، أو عن سبب ظهور فقاعات لدى فتح زجاجة مشروبات غازية؟ هذه الأمثلة وغيرها دفعت الكيميائيين إلى إعطاء اهتمام أكبر إلى سرعة وبطء التفاعلات الكيميائية، وإلى الطرق التي تساعدهم في السيطرة على سرعات هذه التفاعلات لما لها من تأثيرات في المنتج، ثمينة والطاقة اللازمة لإنتاجه. ولا يقتصر هذا الاهتمام على التفاعلات التي تحدث باتجاه واحد، بل يشمل أيضاً التفاعلات العكوسة التي تحدث في اتجاهين في أنظمة مغلقة حيث سرعة التفاعل العكسي تساوي سرعة التفاعل الطردي. ومن أهم التفاعلات العكوسة في الصناعة تلك المتعلقة بطريقة هابر والتي تنتج غاز الأمونيا.

اكتشف بنفسك

- درجة الحرارة وسرعة التفاعلات
- لإجراء هذا النشاط يجب توفير ما يلي: شريط لاصق ورقي، 4 أكواب بلاستيكية، ماء ساخن وماء بارد، ثلج، 4 أقراص فوارة مضادة للحموضة، ساعة إيقاف، ورقة رسم بياني، قلم رصاص.
1. اكتب الأحرف A، B، C و D على أربع قصاصات منفصلة من الشريط اللاصق، وضع كل قصاصة على كوب.
 2. املاً $\frac{3}{4}$ حجم كل كوب بالترتيب التالي: الكوب (A)، ماء بارد وبعض الثلج؛ الكوب (B)، ماء بارد، الكوب (C)، خليط نصف ماء بارد ونصف ماء ساخن والكوب (D)، ماء ساخن.
 3. قس درجة حرارة الماء في كل كوب وسجلها.
 4. أسقط قرصاً فوّاراً في أحد الأكواب، وسجل الزمن الذي استغرقه التفاعل ليكمل تماماً، ثم كرر الخطوة للأكواب الثلاثة الأخرى.
 5. أعد رسماً بيانياً يوضح العلاقة بين درجة الحرارة ومدة التفاعل.
 6. هل تفاعلات الأقراص أسرع عند درجات الحرارة الأعلى؟ علّل.

60

ثم وجه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

اكتب معادلة التفاعل الموضح في صورة افتتاحية الوحدة.



ما هي الروابط التي تكسرت عند المتفاعلات؟ وما هي الروابط

التي تكوّنت عند النواتج؟ [تكسرت الروابط بين جزيئات غاز

الأكسجين وبين ذرات الكربون في الفحم لترتبط ذرة كربون بذرتي

أكسجين.]

حث الطلاب على مناقشة التباين بين التفاعلات التي تحدث باتجاه واحد والمتأثرة بالمتفاعل المحدد، والتفاعلات العكوسة التي تحصل في أنظمة مغلقة كي تصل إلى نقطة اللاتزان.

اكتشف بنفسك

اطلب إلى الطلاب تنفيذ هذا النشاط ضمن مجموعات والإجابة على الأسئلة الموجودة في افتتاحية الوحدة الثانية ص 60.

ناقش مع الطلاب النتائج التي توصلوا إليها وشجعهم على استنتاج ووصف العلاقة بين درجة التفاعل وزمنه لكل قرص فوّار من خلال رسم بياني يوضحها.

الأهداف المتوقع اكتسابها بعد دراسة الوحدة الثانية

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادراً على أن:

1. يحدّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:

نظرية التصادم، سرعة التفاعل الكيميائي، طاقة التنشيط، المركّب المنشط، الحالة الانتقالية، المادة المحفّزة، المادة المانعة، التفاعلات العكوسة، التفاعل الطردي، التفاعل العكوس، اتزان كيميائي، موضع الاتزان، مبدأ لوشاتليه، ثابت الاتزان، التفاعل التلقائي، التفاعل غير التلقائي، الإنتروبي.

2. يتعرّف المفاهيم العلمية التالية:

• شرح نظرية التصادم.

• تحديد العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعلات الكيميائية.

• تفسير دور المواد المحفّزة في زيادة سرعة التفاعل.

• شرح معنى التفاعلات العكوسة وتفسير حالة الاتزان فيها.

• استخدام مبدأ لوشاتليه.

• كيفية التعبير عن ثابت الاتزان K_{eq} واستخدام قيمته لتحديد الاتجاه المفضّل للتفاعل من خلال قيمته.

• تعرّف العوامل المؤثرة في حدوث تفاعل تلقائي أو غير تلقائي.

• شرح معنى الإنتروبي وتحديد قيمته.

• تحديد سرعة تفاعل ما من خلال رسم بياني يظهر منحني التفاعل الكيميائي.

3. يعطي أمثلة على التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة

ويفسّرها، مثل:

• استخدام سرعة العداء لتقريب مفهوم سرعة التفاعلات.

• استخدام كرتين من نموذج الصلصال اللين لتفسير نظرية التصادم.

• احتراق الفحم النباتي سريعاً إذا أعطي الحرارة اللازمة.

• احتراق حزمة مكوّنة من عصي خشبية صغيرة أسرع من احتراق قطعة واحدة من الخشب.

• عنصر البلاتين مادة محفّزة تسرّع تفاعل الأكسجين مع الهيدروجين.

• الإنزيمات موادّ محفّزة في الكثير من التفاعلات البيولوجية.

• الألعاب النارية هي نتيجة تفاعلات تلقائية.

الأهداف المهارية

أتوقع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

• يفسّر تطوّر التفاعل في ضوء الطاقة اللازمة.

• يفرّق بين طاقة التنشيط في تفاعل كيميائي من دون استعمال موادّ محفّزة ومعها.

• يطبّق مبدأ لوشاتليه لتحديد أفضلية اتجاه التفاعل المفضّل في تفاعل عكوس ليستعيد توازنه.

• يكتب قيمة ثابت الإتزان ويحسبها.

• يفسّر سبب تأثير العوامل من مثل التركيز، ودرجة الحرارة، إلخ في سرعة التفاعل.

• يستنتج حالة الإنتروبي وتغيّره في تفاعل ما.

• يحدّد معدّل سرعة تفاعل ما من خلال رسم بياني.

الأهداف الانفعالية

يجب أن يكتسب الطالب:

1. الاتجاهات التالية:

• الاتجاه نحو الدقّة في تفسير مشكلة أو ظاهرة على أساس مفهومها العلمي.

• الاتجاه 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:

• تقدير الأهميّة الاقتصادية لبعض استخدامات سرعات التفاعل في الصناعة وتأثير بعضها في الصحّة العامّة والبيئة.

• تقدير الجهود المبذولة لترشيد استغلال الثروات الطبيعية.

• تقدير جهود العلماء عامّة، وعلماء الكيمياء خاصّة، وإسهاماتهم.

دروس الفصل

الدرس الأول

سرعة التفاعل

الدرس الثاني

التفاعلات العكوسة والأتزان الكيميائي

الصدأ، عملية البناء الضوئي، الاحتراق، عملية التخمّن، وغيرها هي أمثلة قليلة على التفاعلات التي تحدث في حياتنا اليومية، ولكلّ نواتجها الخاصة وشروطه المحددة وسرعته المختلفة. قد تتساءل في كثير من الأحيان عن سبب اختلاف سرعات التفاعلات الكيميائية، وعن صحة امتلاك طبيعة المواد المتفاعلة والنواتج تأثيراً في هذه السرعة، وعن سبب طرد تفاعل ما الحرارة أو امتصاصها.

النور الساطع والحرارة الطاردة هما نتيجة تفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين ليكوّن أكسيد المغنيسيوم، وهو مادة بيضاء. هذا التفاعل سريع مقارنة بالصدأ الذي يظهر على المسامير الحديدية، ويحدث باتجاه النواتج فحسب. أمّا ما يحدث في قارورة المشروبات الغازية الزجاجية المغلقة فهو مثال على وصف حالة من الأتزان، حيث المتفاعلات والنواتج متواجدة معاً في النظام نفسه. هذه هي التفاعلات العكوسة التي سندرسها في هذا الفصل.



سرعة التفاعل الكيميائي والأتزان الكيميائي

دروس الفصل

الدرس 1-1: سرعة التفاعل

الدرس 1-2: التفاعلات العكوسة والأتزان الكيميائي

في هذا الفصل، سيتعرّف الطالب مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي وعلاقتها بنظرية التصادم. وسيصبح بإمكانه توقّع تأثير درجة الحرارة، التركيز والضغط في التفاعلات غير العكوسة وتلك العكوسة.

كما سيكتسب معلومات حول أمثلة تفاعلات كالصدأ، والاحتراق وظروف حالات حدوثها تساعد على معرفة أثر تغيير هذه الظروف في سرعة حدوثها. إلى ذلك سيتعرّف أهميّة المواد المحفّزة في التفاعلات الكيميائية وتأثيرها في ملامح طاقة تفاعل ما.

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تمهيداً للدرس، وجّه أسئلة إلى الطلاب حول الفرق بين المتفاعلات والنواتج وأماكن كتابتها في المعادلة الكيميائية. دع الطلاب يشيرون إلى الفرق بين الرموز التالية: (أ) $\rightarrow$ ، (ب) $\rightleftharpoons$. ثم دعهم يتذكّرون دلائل حدوث التفاعلات الكيميائية ويعطون أمثلة عليها.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للفصل التي تظهر عملية صدأ المسامير ويقرؤون الفقرة المرافقة لها. ثمّ وجّه إليهم الأسئلة التالية:

ما دلائل حدوث التفاعل؟ [ظهور الصدأ]

هل كان من الممكن أن يحدث التفاعل بغياب الأكسجين؟ [كلّا]

اكتب معادلة هذا التفاعل. $[4\text{Fe}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}]$

خلفية علمية

عملية هابر

في العام 1798، أطلق توماس مالتوس Thomas Malthus صرخةً حول عدم التوازن بين الإنتاج الغذائي العالمي والتزايد السكاني. دفع ذلك العلماء إلى اكتشاف الأسمدة الكيميائية التي يضيفها المزارعون إلى التربة للتعويض عن المواد أو المعادن التي تنقصها وتحتاج إليها النباتات لتنمو بشكل سليم، كالنيتروجين الذي يتركز في النباتات من خلال بعض الكائنات الحيّة.

ولقد كان للكيميائي الألماني فريتز هابر Fritz Haber، في العام 1904، الفضل في اكتشاف الظروف المناسبة لزيادة إنتاجية غاز الأمونيا من تفاعل الهيدروجين والنيتروجين وفق المعادلة الكيميائية العكوسة $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$ ، وقد استخدم مبدأ لوشاتليه (Le Chatelier Principle) لإثبات صحّة عمله.

الأهداف:

- يفسّر مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي.
- يفسّر باستخدام نظرية التصادم كيفية تأثير سرعة التفاعل الكيميائي بظروف التفاعل.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض، كرتان من الصلصال، رقاقة خشبية، مخبر صغير فيه أكسجين

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية ويقرؤون الفقرة المرافقة لها موضّحاً لهم أنّ غاز الإيثان C_2H_2 يُستعمل كوقود ويحترق في الأكسجين النقي لينتج ثاني أكسيد الكربون والماء وكمية كبيرة من الطاقة الحرارية.

أشر للطلاب أنّ عملية لحام الفلزات تتضمن تفاعلين اثنين هما:

• تفاعل كيميائي يتخلّله احتراق الإيثان مع الأكسجين، وهو طارد للحرارة (اللهب الذي يظهر في الصورة)

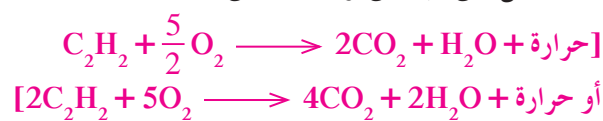
• تفاعل فيزيائي حيث تنصهر الفلزات بواسطة الطاقة الحرارية الناتجة من احتراق الإيثان مع الأكسجين، ثمّ تلتحم.

وجّه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

• لماذا يستخدم العامل نظارة خاصّة في خلال عملية التلحيم؟

[بما أنّ عملية احتراق الإيثان تشكّل تفاعلاً كيميائياً طارداً لكمية كبيرة من الحرارة، يستخدم العامل نظارة خاصّة تقيه وهج اللهب لحماية عينيه في أثناء عملية اللحام.]

• اطلب إلى الطلاب أن يكتبوا المعادلة الكيميائية التي تمثّل التفاعل بين الإيثان والأكسجين:



2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول التفاعلات الكيميائية، وجّه إليهم السؤالين التاليين:

• ما هي أنواع التفاعلات الكيميائية التي تعرّفتموها في الصفوف السابقة؟ [تفاعلات التكوين، وتفاعلات الانحلال، تفاعلات الإحلال

المفرد والمزدوج وتفاعلات الأكسدة والاختزال.]

• ما هي أنواع التفاعلات الحرارية؟ [التفاعلات الطاردة للحرارة،

التفاعلات الماصة للحرارة والتفاعلات اللاحرارية.]

صفحات الطالب: من ص 62 إلى ص 68

صفحات الأنشطة: من ص 21 إلى ص 30

عدد الحصص: 3

سرعة التفاعل
Rate of Reaction

الدرس 1-1

الأهداف العامة

- يفسّر مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي.
- يفسّر باستخدام نظرية التصادم كيف أنّ سرعة التفاعل الكيميائي تتأثر بظروف التفاعل.



شكل (30)
الطاقة الطاردة، من تفاعل الإيثان والأكسجين، تكفي لأعمال اللحام.

من الأمور الحياتية التي تلفت نظرنا مراقبة أشخاص يقومون بأعمال اللحام. وتثير العملية الكثير من التساؤلات حول سرعة هذا التفاعل الذي يعتمد على تفاعل غاز الإيثان مع غاز الأكسجين النقي. يشيع استعمال هذا التفاعل إذ تصل درجة حرارة اللهب إلى أكثر من $3000^\circ C$ ، وهي كافية للحام الفلزات بعضها ببعض (شكل 30)، وفي بعض الأحيان لقطع فلز ما.

كما أنّ مراقبة نضوج الخضار والفاكهة تستأثر اهتمامنا أيضًا على الرغم من أنّ التفاعل الكيميائي فيها أبطأ، وتفاعلاته ونواتجه مختلفة. فغاز الإيثان، على سبيل المثال، شائع الاستعمال بين المزارعين بحفّز درجة النضوج من خلال سلسلة تفاعلات تسرعها طبيعته الغازية وصغر حجمه. كما يصدأ الحديد عندما يتعرّض للهواء الرطب، لكنك تعلم أنّ عكس هذه العملية لا يتم بسهولة. فإذا أحضرت كرسيًا صديئًا بسبب الحزّ الرطب، لا يمكنك جعله يبدو جديدًا مرة أخرى. سوف تعرّف في هذا الدرس العوامل المؤدّية إلى تفاوت سرعات التفاعلات الكيميائية.

1. 3 حث الطلاب على التفكير في مثال من الحياة العملية، واستنتاج الفكرة

العامة للدرس .

أعط الطلاب بعض الأمثلة على التفاعلات الكيميائية التي يمكن أن يشاهدوها في حياتهم اليومية والعملية. مثلاً:

اكتساب جلد الإنسان لوناً داكناً في الصيف أكثر منه في الشتاء، فساد الأطعمة عند تركها من دون تبريد مناسب، عملية الصدأ التي تستغرق بضعة شهور عند ترك قطعة من الحديد في العراء في هواء جاف. وضح أنّ عملية الصدأ هذه تكون أسرع عند ازدياد الرطوبة في الهواء.

بعد إعطاء الأمثلة السابقة، أشر للطلاب أنّ التفاعلات الكيميائية

تختلف من حيث سرعتها. تحدث بعض التفاعلات الكيميائية بشكل سريع جداً من مثل المتفجرات، وتأخذ تفاعلات أخرى زمناً طويلاً وتكون تفاعلات بطيئة (فساد الأطعمة، تغيير لون جلد الإنسان). وهنالك تفاعلات تكون بطيئة جداً فتستلزم شهوراً أو سنين أو حتى مئات السنين لكي تحدث (كتحول الألماس إلى كربون).

أشر للطلاب أنّ التفاعلات السابقة تحدث بمعدلات مختلفة عندما تتغير ظروفها (اكتساب اللون الداكن للبشرة بين الصيف والشتاء، وعملية الصدأ التي تتسارع بوجود الرطوبة في الهواء).

أشر للطلاب أنّ الكيميائي الحركية فرع من الكيميائي الفيزيائية يختص بدراسة العوامل المختلفة التي تؤثر في سرعة التفاعلات الكيميائية مثل طبيعة المواد التي تدخل في التفاعل وتركيزاتها وكذلك قدرتها على الالتقاء والتغير في درجة الحرارة والضغط ووجود المواد المحفزة.

2. علم وطبق

1. 2 مناقشة

وضح للطلاب أنّ الزمن اللازم لإتمام التفاعل يختلف من تفاعل إلى آخر اختلافاً كبيراً، ثمّ وجه إلى الطلاب الأسئلة التالية:

- لماذا يشتعل عود الثقاب على الفور بمجرد حكّه بينما تحتاج النباتات إلى ملايين السنين للتحوّل إلى فحم تحت تأثير الضغط والحرارة؟ [لأنّ الحرارة المتولّدة من احتكاك عود الثقاب كافية لاستمرار التفاعل، أما الظروف المناسبة لتحوّل النبات إلى فحم فتتوقّر ببطء.]
- ماذا يحدث عند تعريض كرسي من الحديد للهواء الرطب؟

[يصبح قابلاً للصدأ.]

- هل تحدث هذه العملية بسهولة وبسرعة؟ [كلا]

2. 2 استخدام وسيلة مرئية

اطلب إلى الطلاب ملاحظة الشكل (31) في كتاب الطالب ص 63، وناقش معهم كيف يتم ترتيب الرياضيين (العدّائين) في نهاية السباق (الفائز الأوّل والثاني والثالث ... إلخ).

تناقش مع الطلاب حول المنطق المستخدم في ترتيب المتسابقين، ودعهم يستنتجون أنّ سرعة العداء هي التغير في الموقع (المسافة المجتازة) مقسوم على الوقت المستغرق لقطعها.

دعهم يستنتجون أنّ سرعة التحرك تُحسب وفقاً للعلاقة التالية:

$\frac{\Delta d}{\Delta t}$ ، حيث Δd هي المسافة المقطوعة و Δt هي الزمن المستغرق. ساعد الطلاب على تعميم استنتاجهم لمفهوم السرعة على أنّها قياس أيّ تغيّر يحدث في خلال فترة زمنية معيّنة.

1. سرعة التفاعل الكيميائي

Chemical Reaction Rate

يختلف الوقت اللازم لحدوث تفاعل بشكل ملحوظ بين تفاعل وآخر، ويرتبط ذلك بطبيعة التفاعل نفسه. فعندما تشتعل عود الثقاب بالاحتكاك مثلاً، يبدو أنّه يشتعل في اللحظة نفسها التي تقوم فيها بحكّ عود الثقاب. لكنّ ثمة تفاعلات كثيرة أخرى تحدث ببطء أكبر.

فالفحم، على سبيل المثال، يتكوّن طبيعياً من النباتات المتحللة تحت تأثير درجة الحرارة والضغط لعدّة ملايين من السنين.

من المحتمل أن يكون مفهوم السرعة معروفاً لديك. فممكن أن يجتاز العداء السريع مسافة 100 m في حوالي 11.5 s، في حين قد يستغرق العداء الأقلّ سرعة 15 s ليجتاز المسافة نفسها، أي أنّ الأوّل يجري بسرعة 8.7 m/s، فيما يجري الثاني بسرعة 6.67 m/s. ويُعبّر كلّ من 6.67 m/s و 8.7 m/s عن سرعات الجري (شكل 31).

تقيس السرعات سرعة أيّ تغيّر يحدث في خلال فترة زمنية معيّنة. مثال على ذلك، سرعة العداء هي التغيّر في المسافة التي يجتازها مقسوماً على الوقت المستغرق لاجتيازها (m/s). يُوضّح الشكل (32) أربع عمليات تحدث بسرعات مختلفة.



شكل (31)

تعطيك السرعة معلومات حول مدى تغيّر شيء ما في فترة زمنية معيّنة. ونقاس سرعة العداء بالتغيّر في المسافة في فترة زمنية معيّنة.



صدا (ب)



احتراق (أ)



نضج الفاكهة (د)



قدم في السن (ج)

شكل (32)

رتّب العمليات الأربع وفقاً لسرعة حدوثها.

3.2 استخدام وسيلة مرئية

اطلب إلى الطلاب تفحص الشكل (32) في كتاب الطالب ص 63 ، واطلب إليهم العمل فردياً على ترتيب العمليات الظاهرة فيه وفقاً لسرعة حدوثها، ثم وجه إليهم السؤال التالي:

• أي من هذه العمليات يحدث أسرع من غيره؟ ما الأدلة التي استندت إليها للتوصل إلى هذا الاستنتاج؟ [احتراق شمعة، والدليل

على ذلك سرعة ذوبان الشمع الصلب مع الوقت.]

وضّح للطلاب أنّ سرعات التغير الكيميائي في علم الكيمياء يُعبّر عنها بكمية المواد المتفاعلة التي يحدث لها تغير في وحدة الزمن. وضّح للطلاب أنّ سرعة صدأ قطعة من الحديد تحتوي على مول واحد من الحديد يُعبّر عنها بـ mol/s.

ثمّ اعرض عليهم، مستخدماً جهاز عرض، الشكل (33) في كتاب الطالب ص 64، ووضّح لهم أنّه يمثل عملية التفاعل مع مرور الزمن، وأنّ المربعات الحمراء تمثل المواد المتفاعلة والدوائر الزرقاء تمثل المواد الناتجة عن التفاعل.

دع الطلاب يستنتجون، من خلال المناقشة، أنّ كمية المتفاعل الممثلة بالمربعات الحمراء تتناقص مع مرور الزمن فيما تتزايد كمية الناتج الممثلة بالدوائر الزرقاء.

وضّح لهم أنّ الدوائر والمربعات في الشكل تعبّر عن التغيرات المرئية الناتجة من التفاعلات الكيميائية المرتبطة بخواصّ الذرات والأيونات والجزيئات المنفردة. أعط كمثال تفاعل الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم. اعرض عليهم عيّات أو صوراً للصوديوم وللكلور وناتج تفاعلها أي بلورات كلوريد الصوديوم. دعهم يستنتجون أنّ فلزّ الصوديوم ذا اللون الفضي الساطع يتفاعل مع جزيئات الكلور ذات اللون الأصفر الباهت لينتج بلورات بيضاء من كلوريد الصوديوم (ملح الطعام).

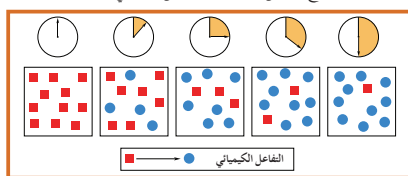
4.2 مناقشة

وضّح للطلاب أنّ سرعات التفاعلات الكيميائية ترتبط بخواصّ الذرات والأيونات والجزيئات في نموذج يُعرّف بنظرية التصادم، وأنّه وفقاً لهذه النظرية يمكن أن تتفاعل الذرات والأيونات والجزيئات وتكوّن نواتج عندما تصطدم بعضها ببعض إذا كانت الجسيمات تملك طاقة حركية كافية.

استخدم كرتين من نموذج الصلصال اللين لتوضيح مفهوم نظرية التصادم. فإذا قذفت كرتي الصلصال برفق باتجاه بعضهما بعضاً لا تلتصقان، ما يشابه عدم التفاعل (تصادم غير مؤثر) بين الجسيمات المتصادمة ذات الطاقة المنخفضة، أمّا إذا قذفتها بقوة كبيرة فتلتصقان، وهذا يماثل الاتحاد الكيميائي بين جسيمين يتصادمان بقوة كافية. يوضّح المثال السابق تكوّن روابط جديدة بين الجسيمات المتفاعلة.

وضّح للطلاب أنّ الجسيمات التي تفتقر إلى طاقة حركية كافية ترتدّ بعيداً عند الاصطدام ولا يحدث تفاعل.

يُعبّر علم الكيمياء عن سرعة التفاعل الكيميائي Chemical Reaction Rate بكمية المتفاعلات التي يحدث لها تغير في خلال وحدة الزمن. وغالباً ما تُقاس سرعات التفاعلات الكيميائية بالتغير في عدد المولات في خلال فترة زمنية معينة. يوضّح الشكل (33) تطوّر تفاعل كيميائي ما.

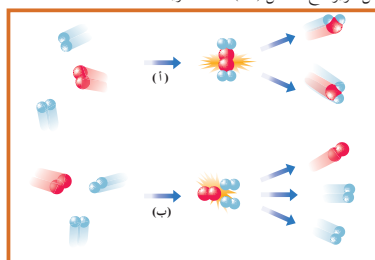


شكل (33)
مع مرور الوقت، تتناقص كمية المتفاعلات (المربعات الحمراء) وتزداد كمية النواتج (الدوائر الزرقاء).

2. نظرية التصادم

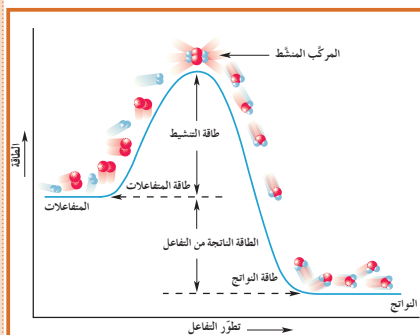
ترتبط التغيرات المرئية الناتجة من التفاعلات الكيميائية بالتغيرات في خواصّ الذرات والأيونات والجزيئات المنفردة. فعلى سبيل المثال، فلزّ الصوديوم الممّيز بلونه الفضي الساطع يتفاعل مع جزيئات الكلور ذات اللون الأصفر الباهت ليعطي بلورات كلوريد الصوديوم عديمة اللون. تختلف خواصّ ذرات الصوديوم وجزيئات الكلور عن خواصّ كاتيونات الصوديوم وأنيونات الكلور في كلوريد الصوديوم. ترتبط سرعات التفاعلات الكيميائية بخواصّ الذرات والأيونات والجزيئات في نموذج يُعرّف بنظرية التصادم.

وتفيد نظرية التصادم Collision Theory بأنّ الذرات والأيونات والجزيئات يمكن أن تتفاعل وتكوّن نواتج عندما يصطدم بعضها ببعض، بطاقة حركية كافية في الاتجاه الصحيح. أمّا الجسيمات التي تفتقر إلى طاقة حركية كافية للتفاعل والاندفاع بالاتجاه الصحيح، فترتدّ بعيداً عند اصطدامها ولا يحدث تفاعل. ويوضّح الشكل (34) هذه النظرية.



شكل (34)
إذا ملكت الجسيمات المتصادمة طاقة حركية كافية والدفعت في الاتجاه الصحيح، تستطيع أن تتفاعل وتكوّن ناتجاً جديداً. (أ) تنتج من تصادم مؤثر لجزيئات المواد المتفاعلة جزيئات مواد ناتجة. (ب) لا ينتج من تصادم غير مؤثر لجزيئات المواد المتفاعلة أي تفاعل، وترتدّ المواد المتفاعلة بعيداً من دون أن يحدث لها أي تغير.

بعد تزويد الروابط التي تربط الجسيمات بطاقة كافية، يمكنها أن تنفكّ إلى مواد أبسط، أو تعيد ترتيب نفسها لتكوّن موادّ جديدة. ويُعرف أقلّ كمية من الطاقة التي تحتاج إليها الجسيمات لتفاعل بطاقة التنشيط Activation Energy. وهي تُعبّر بمثابة حاجز يجب أن تعبره المواد المتفاعلة لتتحول إلى نواتج، كما هو موضّح في الشكل (35). وتجدر الإشارة، في هذا السياق، إلى ظهور جسيمات في خلال التفاعل لا تكون من المواد المتفاعلة ولا الناتجة، وهي تتكوّن لحظياً عند قمة حاجز طاقة التنشيط. وتُعرف هذه الجسيمات بالمركبّ المنشط، وهو ترتيب الذرات عند قمة حاجز طاقة التنشيط. وتبلغ فترة عمر المركبّ المنشط حوالي 10^{-13} s. ويكون هذا المركبّ غير مستقرّ بدرجة كبيرة جداً، لأنّه ما إن يتكوّن حتّى تنفكّ مرّة أخرى ليعطي المواد المتفاعلة، أو يستمرّ ليكوّن النواتج إذا توفّرت طاقة كافية وتوجّه صحيح للذرات. لذلك يُسمّى المركبّ المنشط أحياناً بالحالة الانتقالية.



شكل (35)
يجب أن تتخطى المواد المتفاعلة قمة حاجز طاقة التنشيط قبل أن تتحول إلى مواد ناتجة. والمركبّ المنشط هو ترتيب مؤقت للجسيمات التي لها طاقة كافية لكي تكون مواد متفاعلة أو مواد ناتجة.

تُفسّر نظرية التصادم أنّ بعض التفاعلات الطبيعية تحدث ببطء شديد، ويتعبّر قياسها عند درجة حرارة الغرفة. مثال على ذلك، تفاعل الكربون والأكسجين عندما يحترق الفحم. يملك هذا التفاعل طاقة تنشيط كبيرة ولكن، عند درجة حرارة الغرفة، لا تكون تصادمات جزيئات الأكسجين والكربون فعالة ونشطة بدرجة كافية لكسر روابط C-O-C. لذلك، سرعة تفاعل الكربون مع الأكسجين عند درجة حرارة الغرفة تساوي صفراً.

5.2 مناقشة

اسأل الطلاب: هل تحدث التفاعلات الكيميائية جميعها بالسرعة نفسها عند الظروف نفسها؟ [كلًا] دعهم يستنتجون أنّ، عند الظروف نفسها، تحدث بعض التفاعلات بطبيعتها بسرعة، ويحدث بعضها ببطء، فكلّ تفاعل يسير بسرعة خاصّة به.

وضّح لهم أنّ تغيير سرعة أيّ تفاعل كيميائي ممكن بتغيير ظروف التفاعل أو أنّ نظرية التصادم تفسّر سبب حدوث التغيّرات. ثمّ دعهم يستنتجون أنّ الظروف يُقصد بها درجة الحرارة، التركيز، حجم الجسيمات وإضافة مواد محفّزة أو مانعة.

6.2 مناقشة

ناقش مع الطلاب تأثير درجة الحرارة في بعض الظواهر الكيميائية والطبيعية من مثل ذوبان السكر واحتراق الفحم. أعطهم كمثال أنّ الفحم النباتي، عند درجة حرارة الغرفة، لا يحترق بمعدّل يمكن قياسه، ولكن بمدّه بطاقة كافية على شكل حرارة يحترق بسرعة.

فسّر لهم احتراق الفحم على ضوء نظرية التصادم، فعندما يلامس اللهب الفحم النباتي تتصادم ذرّات الكربون والأكسجين بطاقة أعلى فيتكوّن غاز ثاني أكسيد الكربون.

وضّح لهم أنّ التفاعل، متى تخطّى حاجز طاقة التنشيط، يستمرّ من دون أن يحتاج إلى لهب خارجي أو مصدر خارجي للطاقة.

7.2 نشاط

اطلب إلى الطلاب العمل ضمن مجموعات. جهّز لكلّ مجموعة رقاقة خشبية دقيقة، ومخبارًا صغيرًا فيه أكسجين. اطلب إلى الطلاب إشعال الرقاقة بحرص في الصفّ، وملاحظة كيف تشتعل كما هو موضّح في الصورة (أ) من الشكل (36) في كتاب الطالب ص 67 وتفسير ملاحظاتهم. اطلب إليهم وضع الرقاقة المشتعلة في مخبر الأكسجين، وملاحظة كيف تشتعل كما في الصورة (ب) من الشكل (36) وتفسير ملاحظاتهم. احرص على أن يتّبع الطلاب تعليمات الأمان قبل بدء النشاط وفي خلاله.

ساعدهم على استنتاج أنّ الرقاقة اشتعلت بسرعة عادية عندما أشعلوها في الهواء العادي الذي يبلغ تركيز الأكسجين فيه 20%، بينما زاد توهّجها بشدّة عند وضعها مشتعلة حيث تركيز الأكسجين أعلى (في المخبر).

لماذا يُمنع التدخين في المناطق التي تُستخدم فيها الأسطوانات المعبّأة بالأكسجين، وكذلك محطّات الوقود؟ [لأنّ الحرارة الناتجة عن التدخين بالقرب من الأكسجين تؤدي إلى عملية احتراق سريعة وكذلك في وجود البنزين].

3. العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي

Factors Affecting Reaction Rate

لا تحدث التفاعلات الكيميائية كلّها بالسرعة نفسها. فيكون بعض التفاعلات، عند الظروف نفسها، سريعًا بطبيعتها، في حين يكون بعضها الآخر بطيئًا. وعلى الرغم من أنّ لكلّ تفاعل كيميائي سرعة خاصّة به، إلّا أنّه يمكن تغيير سرعة أيّ تفاعل كيميائي تقريبًا بتغيّر ظروف التفاعل. وتساعد نظرية التصادم على تفسير سبب حدوث التغيّرات التي تحدث في سرعات التفاعلات، وارتباطها بدرجة الحرارة، التركيز وحجم الجسيمات.

1.3 درجة الحرارة Temperature

يؤدي ارتفاع درجة الحرارة في معظم التفاعلات تقريبًا إلى زيادة في سرعتها فحركة الجسيمات المتفاعلة أسرع عند درجات الحرارة الأعلى، أي أنّ احتمال تصادمها أكبر مقارنة بدرجات الحرارة المنخفضة ما يساعد على تكوين النواتج بسرعة أكبر. والتأثير الرئيسي لارتفاع درجة الحرارة هو زيادة عدد الجسيمات ذات الطاقة الحركية الكافية لتخطّي حاجز طاقة التنشيط لتتفاعل عند اصطدامها.

المثال الشائع على تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل هو احتراق الفحم النباتي. لا يحترق الفحم بسرعة يمكن قياسها عند درجة حرارة الغرفة، لكن عند إمداده بطاقة كافية في صورة حرارة، تكون النتيجة مدهشة. فعندما يلامس اللهب الفحم النباتي، تتصادم ذرّات المتفاعلات (الكربون والأكسجين) بطاقة أعلى وتواتر تصادمي أكبر يكونان كافيين لتكوّن المادة الناتجة (ثاني أكسيد الكربون).

تمدّد الحرارة المنطلقة بواسطة التفاعل كلًّا من الكربون والأكسجين بطاقة كافية ليتخطّى حاجز طاقة التنشيط وينتجا ثاني أكسيد الكربون، من دون الحاجة إلى لهب خارجي أو مصدر طاقة خارجي. لذلك، يستمرّ التفاعل بعد إزالة اللهب.

2.3 التركيز Concentration

عدد الجسيمات المتفاعلة في حجم معيّن يؤثّر أيضًا في سرعة التفاعلات. فزيادة عدد الجسيمات في حجم محدّد يزيد كلًّا من تركيز المتفاعلات وعدد التصادمات، لذلك تزيد سرعة التفاعل. ويوضّح الشكل (36) هذا التأثير، حيث توضع رقاقة الخشب في الهواء الذي يحتوي على 20% من الأكسجين، بينما يزداد توهّجها بشدّة وتحوّل في الحال إلى لهب عند إدخالها في زجاجة مملوءة بغاز الأكسجين النقي، ويعود سبب ذلك إلى أنّ زيادة تركيز الأكسجين يزيد تفاعل الاحتراق. لذلك، يُمنع التدخين في المناطق التي تستخدم فيها الأنابيب المعبّأة بالأكسجين.



(أ) عند إشعالها في الهواء



(ب) عند وضعها في زجاجة مملوءة بالأكسجين النقي

شكل (36) تأثير التركيز (زيادة عدد جسيمات الأكسجين) في سرعة التفاعل (احتراق رقاقة الخشب أو توهّجها)

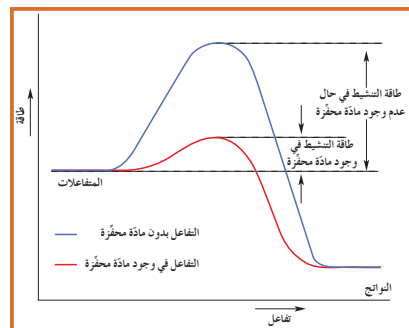
66

3.3 حجم الجسيمات Particles Size

كلّما صغر حجم الجسيمات زادت مساحة السطح لكتلة معينة من الجسيمات (أي مساحة السطح الإجمالي للمادة المتفاعلة الصلبة أو السائلة) ولذلك تأثير هام في سرعة التفاعل. فزيادة مساحة السطح تؤدي إلى زيادة كميّة المادة المتفاعلة المعرضة للتفاعل ما يؤدي بدوره إلى زيادة معدّل التصادمات، وبالتالي إلى زيادة سرعة التفاعل. إحدى طرق زيادة مساحة سطح المتفاعلات الصلبة هي إذابتها حيث تفصل الجسيمات عن بعضها البعض، وتزيد إمكانية تفاعلها مع موادّ متفاعلة أخرى. كما يمكن طحن المادة الصلبة وتحويلها إلى مسحوق ناعم. يدرك عمال المناجم، في الواقع، أنّ كتل الفحم الكبيرة قد لا تتشكّل خطرًا بقدر غبار الفحم المعلق والمتناثر في الهواء لأنّه نشط للغاية وقابل للانفجار.

4.3 المواد المحفّزة Catalysts

ليست زيادة درجة الحرارة الطريقة الفضلى لزيادة سرعة التفاعل على الدوام، فغالبًا ما يكون استخدام مادة محفّزة أفضل. والمادة المحفّزة Catalyst هي مادة تزيد سرعة التفاعل من دون استهلاكها، إذ يمكن بعد توقّف التفاعل استعادتها من المزيج المتفاعل من دون أن تتعرّض لتغيّر كيميائي. وتساهم الموادّ المحفّزة في التفاعلات عن طريق إيجاد آلية بديلة ذات طاقة تنشيط أقلّ من الطاقة المطلوبة عادة للتفاعل. يوضّح الشكل (37) دور الموادّ المحفّزة في خفض حاجز طاقة التنشيط، حيث أنّه يكون أكثر انخفاضًا في حالة التفاعل المحفّز بالمقارنة مع التفاعل غير المحفّز (يعني ذلك زيادة كميّة النواتج في فترة زمنية معيّنة).



شكل (37) تبيّن المادة المحفّزة سرعة التفاعل بخفض حاجز طاقة التنشيط.

67

8.2 مناقشة

وجه السؤال التالي إلى الطلاب:

• لماذا تحترق قطعة سميكة من الخشب أبطأ من احتراق حزمة

عصي مفرقة تملك كتلة قطعة الخشب السميكة نفسها؟ [لأن]

زيادة مساحة السطح تزيد سرعة التفاعل

دعهم يستنتجون أنه كلما صغر حجم الجسيمات زادت مساحة السطح الإجمالي للمادة المتفاعلة وزادت بالتالي سرعة التفاعل. هل تُعد زيادة سرعة التفاعل الكيميائي عن طريق زيادة درجة الحرارة

طريقة جيدة وآمنة في التفاعلات كلها؟ [كلا]

دعهم يستنتجون أن بعض التفاعلات قد تحتاج لدرجة حرارة مرتفعة جداً قد تكون خطيرة لذلك يُفضل استخدام مادة محفزة.

اطلب إلى الطلاب ملاحظة الشكل (37) في كتاب الطالب ص 68 الذي يوضح أن المادة المحفزة تزيد سرعة التفاعل بخفض حاجز طاقة التنشيط. ناقش مع الطلاب دور المادة المانعة، ووضح لهم أن دورها معاكس لدور المادة المحفزة.

3. قِيم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب إعداد رسم يوضح التغير في كمية الطاقة تبعاً لتقدم تفاعل كيميائي طارد للحرارة وآخر ماص للحرارة، واستخدام المفردات التالية فيه: المتفاعلات، النواتج، المركب المنشط، طاقة المتفاعلات، طاقة النواتج، الطاقة الناتجة من التفاعل، طاقة التنشيط. اطلب إليهم شرح أوجه التباين والتشابه بين هذين النوعين من التفاعلات.

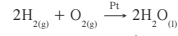
2.3 إعادة التعليم

ذكر الطلاب بأن نظرية التصادم هي وراء كل تفاعل منتج مشدداً على ضرورة توفر طاقة كافية للمواد المتفاعلة عند قمة حاجز التنشيط. من المفيد في هذه المرحلة إعادة مناقشة شكل نظرية التصادم ومنحنى الطاقة مشيراً إلى أن منحنى الطاقة يتغير باستعمال مادة محفزة ما في التفاعل. ثم شدد على تأثيرات درجة الحرارة، التركيز وحجم الجسيمات في السرعة التي تحدث فيها التفاعلات.

إجابات أسئلة الدرس 1-1

1. سرعة التفاعل هي سرعة تحول المتفاعلات إلى نواتج في خلال فترة زمنية معينة.
2. لا يؤدي كل تصادم بين الجسيمات المتفاعلة إلى تكوين نواتج. يجب أن تصطدم الجزيئات بطاقة أكبر من طاقة تنشيط التفاعل.
3. (أ) تزداد سرعة التفاعل مع ارتفاع الحرارة. (ب) تزداد سرعة التفاعل مع ازدياد تركيز المتفاعلات. (ج) تقل سرعة التفاعل مع ازدياد حجم الجسيمات. (د) تقل سرعة التفاعل أو تنعدم إذا أضيفت مادة مانعة.
4. سرعة تحول مول من الخارصين إلى أكسيد الخارصين هي 0.2 mol في شهر واحد.
5. يحفز ارتفاع درجة حرارة الغرفة مقارنة بالثلاجة تفاعلات الأكسدة في الطعام ويشجع نمو الكائنات المحللة فيه.

مثال على ذلك تفاعل الهيدروجين والأكسجين عند درجة حرارة الغرفة فهو بطيء ومحدود للغاية في غياب المادة المحفزة، في حين يصبح سريعاً إذا أضيفت كمية صغيرة من مادة محفزة، وهي البلاتين (Pt) في حالة التفاعل التالي.



ولأن المادة المحفزة لا تُستهلك أثناء التفاعل، فهي لا تظهر كإحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في المعادلة الكيميائية. عوضاً عن ذلك، تتم الدلالة على وجودها عن طريق كتابة اسمها أو صيغتها فوق السهم الذي يشير إلى النواتج. وتعتبر المواد المحفزة هامة للغاية في كثير من العمليات الحيوية. فعلى سبيل المثال، درجة حرارة جسم الإنسان هي 37 °C فقط، ولا يمكن رفعها بدرجة واضحة من دون تعرض الإنسان إلى خطر. وتقل التفاعلات التي تملك سرعة كافية عند هذه الحرارة من دون محفزات. من هنا تظهر أهمية الأنزيمات وهي المواد المحفزة الحيوية التي تزيد سرعات التفاعلات البيولوجية، كهضم البروتينات مثلاً. لا يقتصر التحكم بدرجة التفاعل على زيادتها إذ يمكن إضافة ما يسمى مادة مانعة للتفاعل Inhibitor تعارض تأثير المادة المحفزة مضاعفة تأثيرها ما يؤدي إلى بقاء التفاعلات أو انعدامها.

مراجعة الدرس 1-1

1. ما المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي؟
2. هل يؤدي كل تصادم بين الجسيمات المتفاعلة إلى تكوين نواتج؟
3. كيف يؤثر كل عامل من العوامل التالية في سرعة التفاعل الكيميائي؟
(أ) درجة الحرارة
(ب) التركيز
(ج) حجم الجسيمات
(د) إضافة مادة مانعة للتفاعل
4. افترض أن لديك شريحة رقيقة من الخارصين تحتوي على 0.2 mol من الفلز، وقد تحولت بالكامل في الهواء إلى أكسيد الخارصين (ZnO) في خلال شهر واحد. كيف يمكنك أن تُعبر عن سرعة تفاعل تحول الخارصين إلى أكسيد الخارصين؟
5. يظل الطعام الذي يُحفظ في الثلاجة طازجاً لمدة زمنية طويلة، في حين أنه يفسد بسرعة إذا ترك عند درجة حرارة الغرفة. ما سبب ذلك؟

صفحات الطالب: من ص 69 إلى ص 81

صفحات الأنشطة: من ص 30 إلى ص 36

عدد الحصص: 6

الأهداف:

- يتوقع التغيرات في الاتزان الكيميائي نتيجة تغيير التركيز، درجة الحرارة والضغط.
- يحسب قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما من نتائج تجارب مخبرية.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية ويقرؤون الفقرة المرافقة لها. ثم ناقش معهم مدى حاجة النباتات المزروعة إلى السماد لكي تنمو جيّداً.

وضّح لهم أنّ العالمين الألمانيين «فريتز هابر» و«كارل بوش» نجحا، في بداية القرن العشرين، في إدخال تحسينات على عملية إنتاج الأمونيا لاستخدامها كسماد. اشرح للطلاب أنّ ذلك يُعزى في الأساس إلى نجاحهما في ابتكار طرق للتحكّم في درجة الحرارة والضغط اللازمين لتفاعل إنتاج الأمونيا. كيف يؤثر تغيير ظروف التفاعل الكيميائي في كمّية الموادّ الناتجة منه؟ **[زيادة سرعة التفاعل، تزداد كمّية الموادّ الناتجة منه في وحدة زمنية محدّدة.]**

2.1 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم استيعاب الطلاب للتفاعلات الكيميائية وسرعتها، وجّه إليهم السؤالين التاليين:

- عدّد أنواع التفاعلات حسب سرعتها واعط مثلاً على كلّ منها.

[تفاعلات سريعة جداً من مثل تفاعلات التعادل بين الأحماض القوية والقواعد القوية وتفاعلات الترسيب.]

تفاعلات بطيئة من مثل تفكّك يوديد الهيدروجين وتفاعلات الأسترة.

تفاعلات بطيئة جداً من مثل تفاعل تعزّي الصخور وتفاعل أكسدة الفلزّات.]

• ما هي العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل؟

[التركيز، درجة الحرارة، الموادّ المحفّزة ومساحة السطح (حجم

الجسيمات)]

التفاعلات العكوسة والاتزان الكيميائي Reversible Reactions and Chemical Equilibrium

الدرس 1-2

الأهداف العامة

- يتوقع التغيرات في الاتزان الكيميائي نتيجة تغيير التركيز ودرجة الحرارة والضغط.
- يحسب قيمة ثابت الاتزان لتفاعل ما من نتائج تجارب مخبرية.



شكل (38)

جزار يحمل خزّان أمونيا مهذرة تُستخدم في المجال الزراعي.

حاول العلماء على مدى سنين عديدة إنتاج مركّبات نيتروجينية يمكن أن تكون مفيدة، كالأسمدة الزراعية مثلاً (شكل 38). ولكن لسوء الحظ، لم ينجح أيّ من هذه المحاولات لإنتاج هذه المركّبات بكمّيات تكفي للاستهلاك التجاري.

أخيراً، وفي مطلع القرن العشرين، نجح كلّ من العالمين الألمانيين فريتز هابر Fritz Haber وكارل بوش Karl Bosch في إدخال تعديلات على طريقة تصنيع الأمونيا لاستخدامها كسماد. ويُعزى هذا النجاح إلى معرفة المادّة المحفّزة للتفاعل الذي ينتج الأمونيا وإلى التحكّم في درجة الحرارة والضغط. كيف يؤثر تغيير ظروف التفاعل في كمّية الموادّ الناتجة من تفاعل كيميائي ما؟

1. التفاعلات غير العكوسة والتفاعلات العكوسة

Irreversible and Reversible Reactions

تنقسم التفاعلات الكيميائية بحسب اكتمالها أو عدم اكتمالها إلى نوعين هما: التفاعلات غير العكوسة والتفاعلات العكوسة.

2. عِلْمٌ وَطَبَقٌ

1.2 مناقشة

وضّح للطلّاب أنّ هناك تفاعلات تُسمّى تفاعلات عكوسة، ويعني ذلك أنّها تسير باتجاهين متعاكسين في الوقت نفسه.

أعطهم كمثال تفاعل غاز ثاني أكسيد الكبريت مع الأكسجين لتكوين غاز ثالث أكسيد الكبريت واكتب معادلته على السبورة.

ثم اسأل الطّلاب:

• ماذا يحدث عندما نخلط غاز ثاني أكسيد الكبريت وغاز الأكسجين في

غرفة مغلقة؟ [يبدأ التفاعل الطردي بتكوين الناتج وهو ثالث أكسيد الكبريت.

وبزيادة SO_3 ، يبدأ تفكّكه باتجاه التفاعل العكوس حتّى الوصول إلى الاتزان.]

اعرض على الطّلاب، مستخدماً جهاز عرض، الشكل (39) في كتاب الطالب ص 71، وشرح لهم أنّه في البداية، لا يوجد غاز ثالث أكسيد الكبريت وأنّ معدّل التفاعل العكوس وهو تكوين ثاني أكسيد الكبريت وأكسجين من ثالث أكسيد الكبريت يُساوي صفراً. وعندما يبدأ التفاعل، نلاحظ أنّ ثالث أكسيد الكبريت يتكوّن، وكلّما ازداد تركيزه ينحلّ جزء منه ببطء ويُعاد تكوين ثاني أكسيد الكبريت وأكسجين عن طريق التفاعل العكوس. وضّح للطلّاب أنّه في النهاية، يُلاحظ أنّ معدّل سرعة تفكّك SO_3 إلى SO_2 و O_2 يقترب من سرعة تفاعل SO_2 و O_2 لتكوين SO_3 حتّى يصل النظام إلى حالة اتزان كيميائي.

ناقش مع الطّلاب أنّ التفاعلات العكوسة تنقسم إلى متجانسة وغير متجانسة، ثمّ وضّح لهم أنّ التفاعل السابق هو متجانس نظراً إلى أنّ المواد المتفاعلة والناتجة هي في الحالة الغازية.

ثمّ وضّح لهم أنّ التفاعلات غير المتجانسة هي التفاعلات التي تكون فيها المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في أكثر من حالة فيزيائية.

2.2 مناقشة

دع الطّلاب يتفحصون الشكل (40) في كتاب الطالب ص 72 الذي يمثّل:

• رسماً بيانياً يوضّح تفاعلاً يبدأ بوجود SO_2 و O_2 فقط وينتهي بحالة اتزان بوجود الغازات الثلاثة.

• رسماً بيانياً يوضّح تفاعلاً يبدأ بوجود غاز SO_3 فقط وينتهي بحالة اتزان بوجود الغازات الثلاثة.

اطلب إليهم أن يفسّروا كيف ينتهي كلّ تفاعل بحالة اتزان بين المواد المتفاعلة وبين المواد الناتجة. دعهم يقارنون بين الرسمين من حيث المتفاعلات. لماذا وُجِدَت المواد الناتجة نفسها عند نهاية التفاعل؟

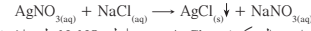
[بسبب وصول النظام إلى الاتزان الكيميائي حيث يحدث كلا التفاعلين بمعدّل

السرعة نفسه، وتكفّ كمّيات مكوّنات النظام عن التغيّر]

ناقش معهم ما توصّلوا إليه من استنتاجات.

1.1 التفاعلات غير العكوسة Irreversible Reactions

إذا أُضيف محلول نترات الفضة $AgNO_3$ إلى محلول كلوريد الصوديوم $NaCl$ ، بحيث يحتوي كلّ منهما على عدد المولات نفسه، يحدث بينهما تفاعل تامّ ويتكوّن راسب أبيض من كلوريد الفضة $AgCl$ ، ويبقى نترات الصوديوم $NaNO_3$ على شكل أيونات في المحلول.



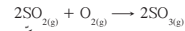
وإذا تُرك الراسب المتكوّن من $AgCl$ مع محلول $NaNO_3$ ، لن نلاحظ حدوث تفاعل كيميائي بينهما، أي أنّ المواد الناتجة من التفاعل السابق لا تتفاعل بعضها مع بعض لتكوين المواد المتفاعلة ومن ثمّ لا ينعكس التفاعل.

تُسمّى مثل هذه التفاعلات غير العكوسة Irreversible Reactions وهي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد حتّى تكتمل بحيث لا تستطيع المواد الناتجة من التفاعل أن تتحد بعضها مع بعض لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى.

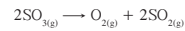
2.1 التفاعلات العكوسة Reversible Reactions

قد تستنتج من المناقشات أنّ التفاعلات الكيميائية تتمّ بالكامل وتسير في اتجاه واحد بدءاً من المواد المتفاعلة وانتهاءً بالمواد الناتجة، كما تُكتب في المعادلات. لكنّ ذلك لا ينطبق على التفاعلات كلّها. فالتفاعلات العكوسة تحدث باتجاهين متعاكسين في آنٍ معاً.

مثال على ذلك تفاعل ثاني أكسيد الكبريت مع غاز الأكسجين لتكوين ثالث أكسيد الكبريت كما هو موضّح في المعادلة التالية.

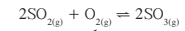


ومن ناحية أخرى، عند درجة الحرارة نفسها، يتفكّك غاز ثالث أكسيد الكبريت لينتج غاز ثاني أكسيد الكبريت والأكسجين كما في المعادلة التالية.

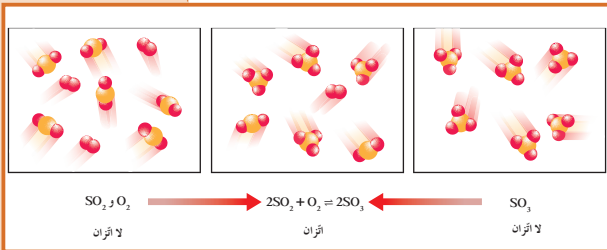


هذا يعني أنّه عند درجة الحرارة نفسها، يحدث تفاعل أحدهما في اتجاه تكوين ثالث أكسيد الكبريت والآخر في اتجاه تكوين الأكسجين وثاني أكسيد الكبريت (شكل 39). ويمكن التعبير عن التفاعلين بمعادلة واحدة

مع وجود سهمين أحدهما يدلّ على التفاعل الطردي Reaction Forward والآخر يدلّ على التفاعل العكسي Backward Reaction



خلافًا لما حدث في التفاعلات غير العكوسة، استطاعت هنا المواد الناتجة أن تتحد مع بعضها البعض لتكوين المواد المتفاعلة، أي أنّ المواد المتفاعلة والناتجة موجودة في وسط التفاعل (SO_3 ، SO_2 ، O_2).



شكل (39)
تفاعل جزيئات SO₂ و O₂ لتكوين SO₃.
تفكّك جزيئات SO₃ لتعطي SO₂ و O₂.
تواجد الأنواع الثلاثة من الجزيئات عند الاتزان.

بسبب عدم وجود ثالث أكسيد الكبريت لدى بدء التفاعل بين غاز ثاني أكسيد الكبريت وغاز الأكسجين، يكون معدّل التفاعل العكسي صفراً، ويبدأ التفاعل الطردي في تكوين الناتج، أي ثالث أكسيد الكبريت. وكلّما ازداد تركيز ثالث أكسيد الكبريت، تفكّكت كميّة صغيرة منه ببطء، وأعيد تكوين ثاني أكسيد الكبريت والأكسجين عن طريق التفاعل العكسي. ومع تزايد تركيز ثالث أكسيد الكبريت، تزداد سرعة التفاعل العكسي، ونظراً لنقص الكمّيات المتفاعلة من غاز ثاني أكسيد الكبريت وغاز الأكسجين، تقل سرعة التفاعل الطردي. يمكن أن نستنتج من المثال السابق تعريفاً للتفاعلات العكوسة. التفاعلات العكوسة Reversible Reactions هي تفاعلات لا تستمر في اتجاه واحد حتّى تكتمل، بحيث لا تُستهلك المواد المتفاعلة تماماً لتكوين النواتج، فالمواد الناتجة تتحد مع بعضها البعض مرة ثانية لتعطي المواد المتفاعلة مرة أخرى تحت ظروف التجربة نفسها.

3.1 التفاعلات العكوسة المتجانسة وغير المتجانسة

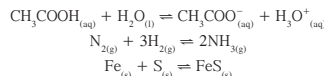
Homogeneous and Heterogeneous Reversible Reactions

تنقسم التفاعلات العكوسة إلى تفاعلات عكوسة متجانسة وتفاعلات عكوسة غير متجانسة.

(أ) تفاعلات عكوسة متجانسة

Homogeneous Reversible Reactions

في التفاعلات العكوسة المتجانسة Homogeneous Reversible Reactions، تكون جميع المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل في حالة واحدة من حالات المادة. أمثلة على ذلك:



3.2 استخدام وسيلة مرئية

دع الطلاب يتفحصون الشكل (41) في كتاب الطالب ص 73، ثم اشرح عليهم السؤال التالي:

• ما وجه الشبه بين الأسهم المزدوجة في معادلة الاتزان الكيميائي والسلالم الكهربائية؟ [كما يظل عدد المتسوقين في كلا الطابقين ثابتاً تظل كمية المواد المتفاعلة والناجمة في معادلة الاتزان ثابتة.]

ناقش مع الطلاب ضرورة أن يتساوى عدد مستخدمي السلم الصاعد وعدد مستخدمي السلم الهابط لكي يظل عدد الأشخاص في كل طابق من المبني ثابتاً.

وضح للطلاب أن التركيزات النسبية لمكونات نظام (المواد

المتفاعلة والمواد الناتجة) يُعبّر عنها بموضع اتزان التفاعل.

اكتب التفاعل التالي على السبورة: $A \rightleftharpoons B$ ، ثم أشر إلى أن تكوين

الناتج B يكون مفضلاً، إذا كان خليط الاتزان يحتوي على تركيز

كبير جداً من B ووضح أن العكس صحيح.

أشر للطلاب أن معظم التفاعلات عكوسة إلى حد ما عند ظروف

معينة، وأن حالة الاتزان بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة تُسمى

«الاتزان الديناميكي».

وضح لهم أن المادة المحفزة تسرع كلاً من التفاعل الطردي والتفاعل

العكوس بدرجة متساوية لأن التفاعل العكوس هو تمامًا التفاعل

المضاد للتفاعل الطردي. كما أنها تقلل، بالكمية نفسها، الطاقة

اللازمة لإتمام التفاعل في كل من الاتجاهين الطردي والعكوس، ولا

تؤثر في كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة الموجودة عند الاتزان،

ولكنها تقلل الزمن اللازم للوصول إلى الاتزان.

ذكر الطلاب بمثال السلالم الكهربائية في متجر للتسوق، وناقش

معهم أنه إذا كان المعدل الذي ينتقل به المتسوقون الذين يترددون

إلى المتجر للشراء، من الطابق الأول إلى الطابق الثاني يساوي

المعدل الذي ينتقل به المتسوقون من الطابق الثاني إلى الطابق

الأول، يظل عدد المتسوقين في كل طابق ثابتاً على الرغم من عدم

تساوي عدد المتسوقين في كل من الطابقين، وتسمى هذه الحالة

الاتزان الديناميكي.

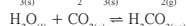
(ب) تفاعلات عكوسة غير متجانسة

Heterogeneous Reversible Reactions

في التفاعلات العكسية غير المتجانسة

Heterogeneous Reversible Reactions، تكون المواد المتفاعلة

والناجمة من التفاعل في أكثر من حالة فيزيائية من حالات المادة. أمثلة على ذلك،



4.1 الاتزان الكيميائي الديناميكي

Chemical Dynamic Equilibrium

تصل التفاعلات العكوسة، بعد مرور فترة من الزمن، إلى حالة الاتزان الكيميائي الديناميكي Chemical Dynamic Equilibrium، وهي حالة

النظام التي فيها تقيت تركيزات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة وبالتالي تكون سرعة

التفاعل الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكسي طالما بقي النظام بعيداً عن أي مؤثر

خارجي. وقد توصل العلماء إلى العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيزات

المواد المتفاعلة. وقد شُيئت هذه العلاقة قانون فعل الكتلة الذي ينص على

أنه عند ثبات درجة الحرارة، تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع تركيزات

المواد المتفاعلة كل مرفوع إلى أس يساوي عدد المولات أمام كل مادة في المعادلة

الكيميائية الموزونة. يوضح الشكل (40) تغير تركيزات المواد المتفاعلة في خلال التفاعل،

والتي تصل إلى قيمة ثابتة بعد فترة من الزمن. تدل هذه القيمة على أكثر

كثية يمكن أن تنتج من هذا التفاعل عند ظروف معينة. ولا يعني ثبات قيمة

التركيزات أن التفاعل توقف، فالأثران الكيميائي هو أثران ديناميكي، أي

أن التفاعل العكسي والتفاعل الطردي يستمران بمعدل السرعة نفسه.

وعلى الرغم من تساوي معدل سرعة كل من التفاعل الطردي والعكسي

عند الاتزان، إلا أن تركيز كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة على

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

شكل (40) يوضح هذه المنحنيات الباقية تغير تركيزات كل من SO_2 و SO_3 مع مرور الوقت. (أ) في بداية التفاعل، يكون تركيز SO_2 حضي تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان، يكون خليط من الغازات الثلاثة محصنة. (ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان، نجد أن تركيزات SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضحة في الرسم الثاني (أ) في حالة الاتزان.

جانبى المعادلة الكيميائية لا يكون متساوياً بالضرورة، وقد يكونان مختلفين للغاية. تشبه السلالم الكهربائية في الشكل (41) الأسهم المزدوجة في معادلة الاتزان الديناميكي. فعدد الأشخاص الذين يستخدمون السلم الصاعد يجب أن يساوي عدد الأشخاص الذين يستخدمون السلم الهابط لكي يظل عدد الأشخاص ثابتاً في كل طابق من المبني.

5.1 موضع الاتزان

موضع الاتزان Equilibrium Position لنظام ما يتكون من التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند الاتزان. وهو يُوضّح أياً من مكونات النظام على الجانب الأيسر أو الجانب الأيمن من التفاعل العكسي تتواجد بتركيز أكبر. فإذا تفاعل A ليعطي B، وكان خليط الاتزان يحتوي على تركيز كبير جداً من B (على سبيل المثال 1% فقط من A و99% من B)، يقال عندئذ إن تكوين الناتج B مفضلاً وفقاً لما تُوضّحه المعادلة التالية:



ومن ناحية أخرى، إذا احتوى الخليط على 99% من A و1% من B عند الاتزان، يكون عندئذ تكوين A هو المفضل:



تُعبّر معظم التفاعلات هي تفاعلات عكوسة إلى حد ما في ظل الظروف الصحيحة. فمن الناحية العملية، غالباً ما تكون مجموعة واحدة من

المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة مفضلة إلى حد كبير عند الاتزان. وإذا تحولت مجموعة واحدة من المواد المتفاعلة بالكامل إلى مواد ناتجة،

يمكنك القول إن هذا التفاعل تام واكمل حتى نهايته، كما يمكن القول إنه تفاعل غير عكوسي. تُسرّع المادة المحفزة التفاعل الطردي والتفاعل

العكسي بدرجة متساوية لأن التفاعل العكسي هو التفاعل المضاد تماماً

للتفاعل الطردي. لذلك، تقلل المادة المحفزة من الطاقة اللازمة للتفاعل

بالكمية نفسها في كل من الاتجاهين الطردي والعكسي، من دون التأثير

في كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة الموجودة عند الاتزان، أي أنها

ببساطة تقلل الفترة الزمنية للوصول إلى الاتزان.

6.1 ثابت الاتزان

يُعبّر الكيميائيون عن موضع الاتزان، بصفة عامة، بقيم عديدة تربط بين

تركيزات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في حالة اتزان النظام. إذا

اعتبرنا أن هناك تفاعل افتراضي يتفاعل فيه mol (a) من المتفاعل (A)

و mol (b) من المتفاعل (B) لتكوين mol (c) من الناتج (C) و mol (d)

من الناتج (D)، يُمثل هذا التفاعل عند الاتزان بالمعادلة الافتراضية التالية:



شكل (41) إذا كان المعدل الذي ينزل به المتسوقون من الطابق الأول إلى الطابق الثاني مساوياً للمعدل الذي ينزلون به من الطابق الثاني إلى الطابق الأول، يظل عدد المتسوقين في كل من الطابقين ثابتاً، على الرغم من عدم ضرورة تساوي عدد المتسوقين في كلا الطابقين. وبذلك يكون عدد المتسوقين في حالة اتزان ديناميكي.

4.2 مناقشة

وضّح للطلاب أنّ الكيميائيين يعبرون عن موضع الاتزان بقيم عديدة، وأنّ هذه القيم تربط بين تركيزات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في النظام.

دعهم يستنتجون، من خلال المناقشة، أنّ قيمة ثابت الاتزان هي نسبة تركيزات المواد الناتجة من التفاعل إلى تركيزات المواد المتفاعلة في التفاعل وكلّ تركيز مادة مرفوع لأسّ يساوي عدد مولات المادة في المعادلة الموزونة.

$$K_{eq} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

وضّح للطلاب أنّ الأسس في العلاقة هي المعاملات في المعادلة الكيميائية الموزونة، وأشر إلى أنّ الكميات المكتوبة داخل الأقواس المربعة تدلّ على تركيزات المواد (mol/L)، وأنّ قيمة ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل ترتبط بدرجة الحرارة، فإذا تغيّرت درجة الحرارة تتغيّر قيمة K_{eq} أيضًا.

وضّح للطلاب أنّ المعادلة العامة الموجودة أعلاه قد تختلف في حالة التفاعلات العكوسة غير المتجانسة إذ لا يشمل ثابت الاتزان المواد الصلبة (التركيز هو من خاصية المواد السائلة والغازية) والمادة السائلة التي تعمل كمذيب في خلال التفاعل (يساوي الماء عادةً في معظم التفاعلات 1 ويكون ثابتاً من حيث التركيز).

5.2 مناقشة

وضّح للطلاب أنّ العالم الفرنسي هنري لوشاتليه (1850 – 1936) درس التغيرات في موضع الاتزان التي تنتج من التغيرات في ظروف التفاعل. وينصّ مبدؤه على أنّه إذا حدث تغيّر في أحد العوامل التي تؤثر في نظام في حالة اتزان ديناميكي فإنّ النظام يعدّل نفسه إلى حالة اتزان جديدة. ناقش مع الطلاب العوامل المؤثرة التي تشمل التغيرات في تركيز المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة، التغيرات في درجات الحرارة وكذلك التغيرات في الضغط التي تسبب اختلال اتزان النظام، وناقش كذلك كيف يلجأ النظام لتعديل نفسه إلى تقليل تأثير هذا التغيّر لأقصى حدّ ممكن.

ثابت الاتزان (Equilibrium Constant) (K_{eq}) هو النسبة بين حاصل ضرب تركيز المواد الناتجة من التفاعل (النواتج) إلى حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة (المتفاعلات)، كلّ مرفوع لأسّ يساوي عدد المولات في المعادلة الكيميائية الموزونة، وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

الكميات المكتوبة داخل الأقواس المربعة هي التركيزات المولارية للمواد (mol/L). ترتبط قيمة K_{eq} للتفاعل بدرجة الحرارة أي تتغيّر بتغيّرها. تمّذنا معرفة قيم ثوابت الاتزان بمعلومات كيميائية مفيدة، فهي تحدّد أنّ من التفاعلات الطردية أو العكسية سيكون مفضلاً عند الاتزان، أو بمعنى آخر، تحدّد أيّ مواد ستكون أكثر تواجداً عند الاتزان، المواد الناتجة أم المواد المتفاعلة. ونظراً لأنّ ثابت الاتزان يُكتب دائماً كنسبة المواد الناتجة إلى المواد المتفاعلة، عندما تكون قيمة K_{eq} أكبر من واحد يعني ذلك أنّ المواد الناتجة أكثر تواجداً من المواد المتفاعلة أي أنّ يُراح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الناتجة (الطردية). والعكس صحيح، إذا كانت قيمة K_{eq} أصغر من واحد، يعني ذلك أنّ المواد المتفاعلة أكثر تواجداً من المواد الناتجة، أي أنّ يُراح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة (العكسية). يمكن التعبير عن ذلك بصورة مختصرة كالتالي:

- يكون تكوّن المواد الناتجة مفضلاً عندما يكون $K_{eq} > 1$
- يكون تكوّن المواد المتفاعلة مفضلاً عندما يكون $K_{eq} < 1$

كتابة تعبير ثابت الاتزان (K_{eq})

أولاً: في حالة الأنظمة المتجانسة (جميع المواد فيها في الحالة الغازية أو السائلة)



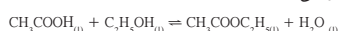
وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = \frac{[PCl_3] \times [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = \frac{[SO_2]^2}{[SO_2]^2 \times [O_2]}$$

مثال آخر على ذلك:

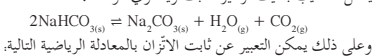


$$K_{eq} = \frac{[CH_3COOC_2H_5] \times [H_2O]}{[CH_3COOH] [C_2H_5OH]}$$

74

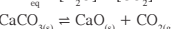
ثانياً: في حالة الأنظمة غير المتجانسة

تعبير ثابت الاتزان K_{eq} لا يشمل المواد الصلبة حيث إنّ تركيزها ثابت ويساوي واحد، ولا يشمل الماء في الحالة السائلة في التفاعلات والذي يعمل كمذيب بحيث تركيزه ثابت ويساوي الواحد.



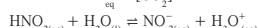
وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = [H_2O] \times [CO_2]$$



وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = [CO_2]$$



$$K_{eq} = \frac{[NO_2^-] \times [H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

مثال (1)

يتواجد كلّ من رابع أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O_4) وعديم اللون مع ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) بتيّ اللون في حالة اتزان: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$. يحتوي دورق محكم الإغلاق سعة 1 L على خليط من غازيّ N_2O_4 و NO_2 . يتكوّن هذا الخليط عند الاتزان من $0.0045 \text{ mol } N_2O_4$ و $0.03 \text{ mol } NO_2$ عند درجة حرارة $10^\circ C$. أكتب العلاقة التي تُعبّر عن ثابت الاتزان (K_{eq}) واحسب قيمته لهذا التفاعل.

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: $[N_2O_4] = 0.0045 \text{ mol/L}$
غير المعلوم: $[NO_2] = 0.03 \text{ mol/L}$
القيمة العددية لـ (K_{eq}) = ؟

2. احسب: حلّ غير المعلوم

في حالة الاتزان يطلّ إجمالي كمية N_2O_4 أو NO_2 ثابتاً عند أي لحظة. الناتج الوحيد من التفاعل هو NO_2 ويساوي عدد جزيئاته (المعامل) في المعادلة الموزونة أي 2. ويُعبّر 2 الأسّ العددي لتركيز NO_2 في بسط الكسر الذي يُعبّر عن ثابت الاتزان (K_{eq}). المادة المتفاعلة الوحيدة هي N_2O_4 وعدد جزيئاتها (المعامل) واحد. ويُعبّر واحد الأسّ العددي لتركيز N_2O_4 مقام كسر ثابت الاتزان وبالتالي العلاقة التي تُعبّر عن ثابت الاتزان وقيمته هي:

$$K_{eq} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{0.03^2}{0.0045} = 0.2$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

أرفق كلّ تركيز بالأسّ ذي القوة الصحيحة وفُزبت قيمة ثابت الاتزان العددية إلى قيمة رقمية عشرية. ولوجّه أنّ موضع الاتزان أزيح باتجاه تكوين N_2O_4 حيث أنّ قيمة $K_{eq} < 1$.

75

6.2 مناقشة

وجّه إلى الطلاب السؤال التالي :

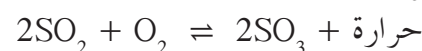
هل لاحظت تصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون وحدوث فوران

بمجرد فتح زجاجة أو عبوة مياه غازية؟ **[نعم]**

دع الطلاب يستنتجون أنّ ذوبان غاز ثاني أكسيد الكربون في الماء مكوّنًا حمض الكربونيك تحت تأثير الضغط يجعله يتفكك، عند زوال الضغط، إلى غاز ثاني أكسيد الكربون وماء مرة أخرى. وضّح للطلاب أنّ إضافة ثاني أكسيد الكربون سبّبت اختلال الاتزان، ما جعل التفاعل يسير في اتجاه التفاعل العكوس أي في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة أي حمض الكربونيك.

7.2 مناقشة

وضّح للطلاب أنّ ارتفاع درجة الحرارة يسبّب إزاحة موضع اتزان التفاعل في الاتجاه الذي يحدث فيه امتصاص للحرارة. ناقش مع الطلاب أنّ امتصاص الحرارة يقلّل اختلال نواتج التفاعل كما في التفاعل الطارد للحرارة الذي يحدث عند تكوين SO_3 من تفاعل O_2 مع SO_2 . يمكن، في هذا التفاعل، اعتبار الحرارة إحدى المواد الناتجة من مثل SO_3 .



ناقش مع الطلاب أنّ ارتفاع الحرارة التي تُعتبر كناتج يدفع موضع الاتزان نحو التفاعل العكوس، وبذلك تقلّ المواد الناتجة على عكس التبريد أو إزالة الحرارة الذي يدفع موضع الاتزان نحو التفاعل الطردي وبالتالي زيادة كمية المواد الناتجة. ناقش مع الطلاب أثر تغيير الضغط في الاتزان الكيميائي للتفاعل وفي إزاحة الاتزان.

اطلب إلى الطلاب أن يتفحصوا الشكل (42) في كتاب الطالب ص 79 الذي يوضّح تأثير الضغط في خليط من النيتروجين والهيدروجين والأمونيا في حالة اتزان، ثمّ دعهم يستنتجون تأثير الضغط (ارتفاعه وانخفاضه) في هذا الخليط.

تناقش مع الطلاب حول إمكانية إزاحة موضع اتزان هذا التفاعل ليكون مفضلاً باتجاه تكوين المواد المتفاعلة بدلاً من المواد الناتجة.

اسأل الطلاب: كيف يمكن فعل ذلك؟ **[يجذب يد المكبس إلى أعلى]**

يزداد الحجم الذي تشغله الغازات وهذه الزيادة في الحجم تقلّل الضغط

الممارس على النظام. ولكي يستعيد النظام قيمة الضغط الأصلي، يحتاج

إلى مزيد من الجزيئات فتتحلّل الأمونيا مكوّنة هيدروجين ونيتروجين (ينتج

من تفكك جزيئي أمونيا 3 جزيئات من الهيدروجين وجزيء واحد من

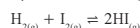
النيتروجين).

أسئلة تطبيقية وحلّها

- أعطى تحليل خليط في حالة اتزان مكوّن من النيتروجين والهيدروجين والأمونيا، وموجود في دورق سعته 1 L، النتائج التالية: هيدروجين 0.15 mol، نيتروجين 0.25 mol، أمونيا 0.1 mol. أحسب ثابت الاتزان K_{eq} لهذا التفاعل.
- $$(1) \quad N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$
- الحل:** $K_{eq} = 11.85$
- افترض أنّك تستعمل الخليط نفسه المذكور في السؤال السابق بالحجم ودرجة الحرارة وتركيزات المواد نفسها عند الاتزان. أحسب ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل.
- $$(2) \quad 2NH_{3(g)} \rightleftharpoons 3H_{2(g)} + N_{2(g)}$$
- الحل:** 0.084 أو 8.4×10^{-2}
- (ب) بناءً على إجابتك للسؤال السابق والجزء (أ) من هذا السؤال، ما العلاقة بين قيمتي ثابت الاتزان والتفاعلين السابقين؟
- الحل:** أحدهما مقلوب الآخر.

مثال (2)

تفاعل 1 mol من غاز الهيدروجين عديم اللون مع 1 mol من بخار اليود البنفسجي في دورق محكم الإغلاق سعته 1 L عند درجة حرارة $45^\circ C$. نجد عند الاتزان 1.56 mol من غاز يوديد الهيدروجين عديم اللون مع بعض الغازات المتفاعلة. أحسب ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل.



طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

غير المعلوم

القيمة العددية لـ K_{eq} ؟

$$[H_2]_{\text{الابتداء}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$[I_2]_{\text{الابتداء}} = 1 \text{ mol/L}$$

$$[HI] = 1.56 \text{ mol/L}$$

$$K_{eq} = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

توضّح المعادلة الموزونة أنّ لتكوين 2 mol من يوديد الهيدروجين يلزم 1 mol من الهيدروجين و 1 mol من اليود. ولزم للحصول على 1.56 mol من يوديد الهيدروجين $1.56 \times \frac{1}{2}$ mol من كل من المواد المتفاعلة، أي 0.78 mol من الهيدروجين و 0.78 mol يود. أحسب أولاً الكمية الباقية من كل من H_2 و I_2 في الدورق عند الاتزان.

تابع مثال (2)

$$n_{H_2} = n_{I_2} = 1 - 0.78 = 0.22 \text{ mol}$$

$$K_{eq} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \times [I_2]}$$

عوّض الآن عن تركيزات المواد المتفاعلة والناتجة في العلاقة السابقة.

$$K_{eq} = \frac{(1.56)^2}{0.22 \times 0.22} = 50.3$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

ضع كلّ تركيز إلى الأسّ ذي القوة الصحيحة وقوّمت قيمة ثابت الاتزان إلى قيمة رقمية عشرية ولوحظ أنّ موضع الاتزان أزيح باتجاه تكوين المادة الناتجة HI التي تفوق كميتها كمية المواد المتفاعلة نظراً لأنّ $K_{eq} > 1$.

2. العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي: مبدأ لوشاتلييه

Factors Affecting Chemical Equilibrium:

Le Chatelier's Principle

يوجد توازن دقيق في النظام عند الاتزان، وأيّ تغيير من أيّ نوع قد يسبّب اضطراباً لهذا الاتزان. يستجيب النظام الذي يختلّ أثرانه بتعديل نفسه ليستعيد أثرانه، إلّا أنّ موضع الاتزان يختلف عن موضعه الأصلي. عند استعادة الاتزان، قد تشهد كمية المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة زيادة أو نقصاناً، ويُسمّى هذا الاختلاف الإزاحة في موضع الاتزان.

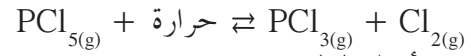
درس العالم الفرنسي هنري لوشاتلييه (1850-1936) Henry Le Chatelier التغيّرات في موضع الاتزان التي تنتج من التغيّرات في ظروف التفاعل، واقترح مبدأ الذي ينصّ على التالي: إذا حدث تغيير في أحد العوامل التي تؤثر في نظام متزن ديناميكيّاً، يُعدّل النظام نفسه إلى حالة اتزان جديدة، بحيث يظلّ أو يقلّ من تأثير هذا التغيير. وقد سُمّي هذا المبدأ مبدأ لوشاتلييه Le Chatelier's Principle. تشمل هذه العوامل التغيّرات في تركيز المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة، والتغيّرات في درجة الحرارة والضغط.

يُطبّق مبدأ لوشاتلييه على جميع التفاعلات العكوسة لذلك، تؤدّي المواد الناتجة من التفاعل الطردي دور المواد المتفاعلة في التفاعل العكسي، والعكس صحيح. وفي جميع الحالات، تكون إزاحة موضع الاتزان تعويضاً عن الاختلال الذي سبّبه التغيير في أيّ من العوامل.

3. قِيم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلى الطلاب مراجعة مفهوم التفاعلات العكوسة من خلال تفسير ما يحصل في التفاعل التالي:



ثم اطرّح عليهم الأسئلة التالية:

هل هذا التفاعل العكوس متجانس أم غير متجانس؟ [متجانس،

لأن المواد المتفاعلة والمواد الناتجة هي في الحالة الفيزيائية نفسها]

هل يمثل الاتزان الوقت الذي يتوقّف فيه التفاعل؟ [لا، الاتزان هو

الحالة التي تتساوى فيها سرعة تكوّن النواتج والمتفاعلات (الاتجاهان

الطردي والعكسي).]

ما هي العوامل التي يمكنها إزاحة موضع الاتزان؟ [تغيّر التركيز،

الحرارة والضغط]

ما المبدأ الذي يُعتمد عليه لتوقع أفضلية اتجاه تفاعل ما في حال

تغيّر ظروفه؟ [مبدأ لوشاتليه].]

ما هو تأثير كلّ من التغيّرات التالية في الاتزان الكيميائي؟

إضافة Cl_2 [يزاح موضع الاتزان نحو التفاعل العكوس].]

زيادة الضغط [يزاح موضع الاتزان نحو التفاعل العكوس].]

إزالة الحرارة [يزاح موضع الاتزان نحو التفاعل العكوس].]

إزالة PCl_3 كلّما تكوّن [يزاح موضع الاتزان نحو التفاعل الطردي].]

إضافة مادة محفّزة [لا يتغيّر].]

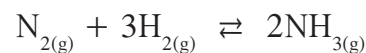
2.3 إعادة التعليم

ناقش مع الطلاب أنّ التفاعلات العكوسة تحدث في أنظمة مغلقة عند درجة حرارة محدّدة. وفي هذه الأنظمة، تتواجد التفاعلات والنواتج معاً وبنسب ثابتة. ثمّ اطلب إليهم الإجابة على السؤال التالي:

هل يمكن أن تكون المواد الناتجة في التفاعل الطردي هي المواد المتفاعلة للتفاعل العكوس؟ [نعم]

ماذا تمثّل الإزاحة الحادثة للاتزان؟ [تعديل لاستعادة الاتزان]

اطلب إلى الطلاب الإشارة إلى اتجاه الأفضلية في التفاعل التالي:



إذا نقص تركيز $\text{N}_{2(g)}$ [لاستعادة التوازن يسير التفاعل في الاتجاه العكوس

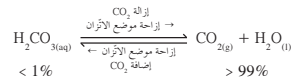
أي في اتجاه تكوين N_2].]

دعهم يذكرون مبدأ لوشاتليه، واطلب إليهم كتابة ثابت الاتزان.

$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

1.2 التركيز Concentration

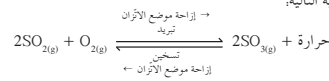
ينسب أيّ تغيّر في كمية أو تركيز مادة متفاعلة أو ناتجة باختلال اتزان النظام، وكنسبة لذلك، يعدّل النظام نفسه لتقليل تأثير هذا التغيّر. نأخذ، على سبيل المثال، الاتزان الذي يتضمن تفكّك محلول حمض الكربونيك H_2CO_3 لتكوين ثاني أكسيد الكربون والماء. نجد عند الاتزان أنّ كمية حمض الكربونيك أقلّ من 1%.



تؤدي إضافة ثاني أكسيد الكربون إلى اختلال الاتزان. فعلى سبيل المثال، عند لحظة الإضافة، يُغيّر ثاني أكسيد الكربون المضاف نسبة ثاني أكسيد الكربون إلى حمض الكربونيك CO_2 ، H_2CO_3 ، فيتفاعل ثاني أكسيد الكربون مع الماء فور إضافته ليكوّن المزيد من حمض الكربونيك. نتيجة لذلك، يتغيّر النظام لإزاحة موضع الاتزان إلى ناحية اليسار ليستهلك بعضاً من كمية CO_2 المضافة. وبذلك، تقلّ حدة الاختلال الذي حدث للاتزان، وتعود نسبة CO_2 إلى القيمة الأصلية (قبل إضافة CO_2). يُعتبر ما حدث في هذا التفاعل نموذجاً لإزاحة موضع الاتزان. فإضافة أيّ مادة ناتجة إلى تفاعل ما في حالة اتزان سوف تدفع التفاعل في اتجاه التفاعل العكسي، أي في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة. من ناحية أخرى، إذا أُزيل بعض المواد الناتجة من تفاعل ما في حالة الاتزان، سوف يُدفع التفاعل في اتجاه التفاعل الطردي، أي في اتجاه تكوين المواد الناتجة.

2.2 درجة الحرارة Temperature

يُسبب ارتفاع درجة الحرارة إزاحة موضع اتزان التفاعل في اتجاه التفاعل الذي يحدث فيه امتصاص للحرارة، مثل التفاعل الطارد للحرارة التالي الذي يحدث عند تكوين SO_3 من تفاعل SO_2 و O_2 ، والمُمثّل بالمعادلة الكيميائية التالية:

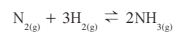


يمكن اعتبار الحرارة إحدى المواد الناتجة مثل SO_3 . يدفع تسخين خليط التفاعل عند الاتزان إلى إزاحة موضع الاتزان باتجاه اليسار الذي يفضّل تكوين المواد المتفاعلة، وبالتالي تقلّ المواد الناتجة. والعكس صحيح، فبتبريد خليط التفاعل يُؤدّي إلى إزاحة موضع الاتزان باتجاه اليمين، أي في اتجاه زيادة كمية المواد الناتجة.

78

3.2 الضغط Pressure

يقصّر تأثير التغيّر في الضغط على موضع الاتزان الكيميائي للتفاعلات الكيميائية التي لا يتساوى فيها عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة على كلّ من جانبي المعادلة، على أنّ تكون هذه المواد في حالتها الغازية. ومثال على ذلك الاتزان الذي ينشأ بين غاز الأمونيا والعناصر الغازية المكوّنة له (النيتروجين والهيدروجين). فعند زيادة الضغط على هذه الغازات في حالة الاتزان وفي وجود مادة محفّزة، يميل التفاعل إلى تخفيف الضغط الرائد عليه، وذلك بتقليل عدد جزيئات الغاز في وسط التفاعل، من خلال تكوين جزيئات من الغاز الناتج.



هذا يعني أنّ موضع الاتزان يُزاح باتجاه تكوين كمية أكبر من الأمونيا (اتجاه تكوين المواد الناتجة). وبذلك يتواجد عدد أقلّ من الجزيئات في النظام ويقلّ الضغط، برغم استحالة أن يقلّ بأيّ طريقة، ليصل إلى قيمة الضغط الأصلي. ويوضّح الشكل (42) أنّ زيادة الضغط على النظام تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في الاتجاه الذي يفضّل تكوين المواد الناتجة. ماذا سيحدث لموضع الاتزان إذا استعاد الضغط قيمته الأصلية؟

شكل (42)
يؤثر الضغط في خليط النيتروجين والهيدروجين والأمونيا الذي كان في حالة اتزان (أ) واحتلّ برودة الضغط ثم استعاد اتزانه (ب) وفق ظروف اتزان جديدة فاعمل فيها مزيد من الهيدروجين والنيتروجين لتكوين الأمونيا.



79

1. التركيز: إضافة متفاعل إلى تفاعل في حالة اتزان ، تدفعه لكي يسير في اتجاه التفاعل الطردي ، أمّا إزالة هذا المتفاعل فتدفع التفاعل في اتجاه التفاعل العكوس .
إضافة ناتج تدفع التفاعل في اتجاه التفاعل العكوس . أمّا إزالة هذا الناتج فتدفع التفاعل في اتجاه تكون المواد الناتجة أي في اتجاه التفاعل الطردي .

درجة الحرارة: في حالة التفاعل الطارد للحرارة ، يدفع ارتفاع الحرارة التفاعل في اتجاه التفاعل العكوس أمّا انخفاضها فيدفعه في اتجاه التفاعل الطردي .

في حالة التفاعل الماص للحرارة ، يدفع ارتفاع الحرارة التفاعل في اتجاه التفاعل الطردي أمّا انخفاضها فيدفعه في اتجاه التفاعل العكسي .

الضغط: يدفع ارتفاع الضغط التفاعل في اتجاه تقليل عدد الجزيئات . أمّا انخفاض الضغط فيدفع التفاعل في اتجاه تكوين كمية أكبر من الجزيئات .

2. يدلّ على أنّ التفاعل العكوس أي أنّه يحدث في اتجاهين متعاكسين في آن واحد .

3. تساعدنا النتائج التجريبية على معرفة تركيزات النواتج والمتفاعلات عند الاتزان . وتستخدم العوامل في المعادلة الموزونة لمعرفة قيمة الأس المرفوع لكلّ من تركيزات المتفاعلات والنواتج في العلاقة التي تعبّر عن K_{eq} .

4. نجد أنّ معدل السرعة في الاتجاه الطردي والعكوس متساوٍ أي لا تغيّر في التركيزات بعد حالة الاتزان .

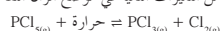
5. كلاً ، لأنّ التغيّر في الضغط في نظام ما يؤثر فقط في الاتزان الكيميائي للتفاعل الذي لا يوجد فيه العدد نفسه من معدلات المواد المتفاعلة والناتجة في الحالة الغازية على كلّ من جانبي المعادلة .

6. (أ) $K_{eq} > 1$: تكون المواد الناتجة هو المفضل
(ب) $K_{eq} < 1$: تكون المواد المتفاعلة هو المفضل
(ج) $K_{eq} > 1$: تكون المواد الناتجة هو المفضل
(د) $K_{eq} < 1$: تكون المواد المتفاعلة هو المفضل

ويمكن إزاحة موضع الاتزان في التفاعل السابق ليكون مفضلاً باتجاه تكوين المواد المتفاعلة بدلاً من المواد الناتجة وذلك بجذب يد المكبس إلى الأعلى أي بزيادة الحجم الذي تشغله الغازات . يسبّب ذلك انخفاض الضغط الممارس على النظام الذي يحتاج ، لاستعادة قيمة الضغط الأصلي ، إلى المزيد من جزيئات الغاز التي يمكن الحصول عليها بتفكيك بعض من المواد الناتجة (جزيئات الأمونيا) ، بذلك تنفكك جزيئات الأمونيا ليكون أربعة جزيئات من المواد المتفاعلة (ثلاثة جزيئات من الهيدروجين وجزيء واحد من النيتروجين) . فنستنتج أنّ نقص الضغط الممارس على النظام يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان باتجاه تكوين المواد المتفاعلة . ملاحظة: إن قيمة K_{eq} للتفاعل المتزن ترتبط بدرجة الحرارة حيث تتغيّر قيمته بتغيّر درجة الحرارة وذلك حسب نوع التفاعل أكان ماصاً أم طارداً للحرارة ، بينما لا تتغيّر قيمة K_{eq} بتغيّر كل من التركيز والضغط .

مثال (3)

ما هو تأثير كلّ من التغيرات التالية في موضع اتزان التفاعل العكسي التالي:



(أ) إضافة Cl_2 (ب) زيادة الضغط (ج) خفض الحرارة (د) إزالة PCl_3 كلّما تكون .

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: ضع خطة استراتيجية لحلّ السؤال .
تأثير كلّ من العوامل في موضع الاتزان غير معلوم وتبدأ لمبدأ لوشاتلييه يعدّل النظام نفسه بحيث يُزاح موضع الاتزان باتجاه تقليل تأثير الاختلال .
2. حلّ: طبق الخطة الاستراتيجية لحلّ السؤال
(أ) تؤدي إضافة Cl_2 وهو إحدى المواد الناتجة إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليسار وينتج من ذلك تكون كمية أكبر من PCl_5 .
(ب) توضح المعادلة أنّ 2 mol من المواد الناتجة الغازية تتكوّن من 1 mol من المادة المتفاعلة الغازية ويمكن تقليل زيادة الضغط بإزاحة موضع الاتزان إلى اليسار نظراً لأنّ النقص في عدد مولات المواد الغازية يؤدي إلى انخفاض الضغط .
(ج) يؤدي خفض الحرارة إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليسار لأنّ التفاعل العكسي يؤدي إلى توليد حرارة .
(د) تؤدي إزالة PCl_3 إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليمين لتكوين كمية أكبر منه .

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

ينطبق مبدأ لوشاتلييه على الإجابات السابقة، إذا حدث اختلال لنظام في حالة اتزان ديناميكي يعدّل النظام نفسه ليصل إلى حالة اتزان جديدة .

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. كيف يتأثر موضع اتزان التفاعل التالي بالتغيرات المذكورة أدناه:
 $C_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)}$
(أ) انخفاض درجة الحرارة (ب) زيادة الضغط
(ج) إزالة H_2 (د) إضافة H_2
الحل:
(أ) يُزاح موضع الاتزان باتجاه المواد المتفاعلة (اليسار)
(ب) يُزاح موضع الاتزان باتجاه المواد المتفاعلة (اليسار)
(ج) يُزاح موضع الاتزان باتجاه المواد الناتجة (اليمين)
(د) يُزاح موضع الاتزان باتجاه المواد المتفاعلة (اليسار)

مراجعة الدرس 1-2

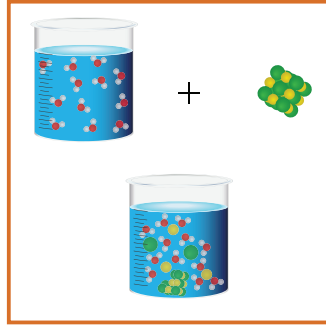
1. كيف يمكن توقّع تغيّرات موضع الاتزان بناءً على معرفة التغيّرات في التركيز ، ودرجة الحرارة والضغط؟
2. علام يدلّ السهم المزدوج في المعادلة؟
3. كيف يمكن استخدام كلّ من المعادلة الكيميائية الموزونة والنتائج التجريبية في كتابة العلاقة التي تُعبّر عن ثابت الاتزان وفي حساب قيمته العددية؟
4. كيف تتغيّر كميات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان؟
5. هل يؤدي التغيّر في الضغط إلى إزاحة موضع الاتزان في كلّ تفاعل عكسي؟ فسر إجابتك .
6. هذه ثوابت الاتزان لعدّة تفاعلات ، أيّ من هذه التفاعلات كان تكون المواد المتفاعلة المفضل فيها مقارنة بتكون المواد الناتجة؟ ولماذا؟
(أ) $K_{eq} = 1 \times 10^2$ (ب) $K_{eq} = 0.3$
(ج) $K_{eq} = 3.5$ (د) $K_{eq} = 6 \times 10^{-4}$

دروس الفصل

الدرس الأول
• تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما

لقد دفعنا دراسة المراحل التي تمرّ بها التفاعلات لتكوين نواتج ومعرفة احتمال أن يكون التفاعل طارداً أو ماصاً للحرارة إلى نبذ الاعتقاد بأنّ تحديد تفاعل ما من خلال الدلائل كافٍ لفهم خواصه. فمعرفة التغيرات في الطاقة هي في الحقيقة أحد العوامل التي يُستعان بها، إلى جانب التغير في درجة الفوضى (الإنتروبي)، لتوقع إن كان التفاعل تلقائياً أو غير تلقائي.

تُعتبر عملية إعداد محلول ملحي والتي تحتوي رغم بساطتها على تطبيقات كثيرة للأفكار المكتسبة كحساب تركيز المحلول وتأيّن كلوريد الصوديوم الصلب إلى $\text{Na}^+_{(aq)}$ و $\text{Cl}^-_{(aq)}$. تعود سهولة هذه العملية إلى توجّه عملية الإذابة نحو نظام أكثر فوضوية وهي حالة تفضيلية في التغيرات الكيميائية والفيزيائية وسنُشير إليها بالإنتروبي.



82

الإنتروبي

دروس الفصل

الدرس 1-2: تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما

في هذا الفصل، سيتعرّف الطلاب كيفية تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما.

نستطيع تحديد الحرارة المرتبطة بتفاعل كيميائي من خلال استعمال المسعر. فإذا لاحظنا أنّ درجة الحرارة ارتفعت، فهذا يشير إلى أنّ التفاعل طارد للحرارة. وقد ساهمت هذه الطاقة، في حالة احتراق المغنيسيوم، في أن يكون التفاعل تلقائياً.

اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

وجّه إلى الطلاب أسئلة حول الدلائل التي يستعملونها لتأكيد حدوث تفاعل كيميائي، والتي درسوها في وقت سابق.

دع الطلاب يتذكّرون أنّ لحظة التفاعل هي الوقت الذي تنكسر عنده الروابط القديمة لتتكوّن روابط جديدة، وشدّد على أهمية نظرية التصادم لحدوث التفاعل.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للفصل، وراجع معهم قطبية جزيء الماء ثمّ وجّه إليهم الأسئلة التالية:

- ما هي حالة كلوريد الصوديوم قبل الذوبان؟ وما نوع الروابط في هذا المركّب؟ [كان كلوريد الصوديوم صلباً وروابطه أيونية.]
- هل كان للماء دور في هذا الذوبان؟ [نعم، تحيط جزيئات الماء القطبية بالمادّة الصلبة الأيونية (NaCl) وتميها.]
- ما هي حالة كلوريد الصوديوم بعد إضافته إلى الماء؟ [أصبح محلولاً مائياً (حالة سائلة).]
- هل عملية إذابة الكلوريد في الماء سهلة أم صعبة؟ [سهلة]
- هل ازدادت حركة جسيمات كلوريد الصوديوم بعد إذابته في الماء مقارنة بحالته الصلبة قبل الإذابة؟ [نعم]

خلفية علمية

كيس لتسخين الطعام

يمضي الناس وقتاً طويلاً وهم يستهلكون كمّية كبيرة من الطاقة لمنع تفاعل بسيط (أكسدة واختزال) يسمّى التآكل أو لإبطائه. تتأكسد عدّة فلزّات عند تعرّضها لأكسجين الهواء. تُطلى عدّة فلزّات بالدهانات كما تُطلى كهربائياً بالكروم والخارصين للحفاظ عليها من التآكل والصدأ. لكنّ عملية التآكل ليست بهذا السوء فتفاعل الأكسدة، عادة، تفاعل طارد للحرارة والاستفادة من هذه الحرارة ممكنة.

أدّى سعي الباحثين للاستفادة من عملية التآكل إلى حلّ معضلة قديمة وهي كيفية تأمين وجبة ساخنة عندما لا يسمح الوقت بعملية الطهو. طوّر الباحثون طريقة بسيطة لتسخين وجبة معدّة مسبقاً وهي كناية عن كيس لتسخين الطعام من دون لهب (FRH) Flameless Ration Heater.

يرتكز عمل FRH على تفاعل كيميائي حيث يتأكسد فلزّ المغنيسيوم مع الماء لإنتاج هيدروكسيد المغنيسيوم والهيدروجين والطاقة الحرارية.



شاع استخدام FRH بين السائقين، المخيّمين، البحّارة، رجال إطفاء الغابات، فرق الطوارئ وغيرهم من الناس الذين يحتاجون إلى طعام ساخن في حالات وظروف حرجة.

صفحات الطالب: من ص 83 إلى ص 89

عدد الحصص: 2

الأهداف:

- يتعرّف مفهوم الإنتروبي والتفاعلات التلقائية أو غير التلقائية.
- يصف كيف أنّ التغيّر الحراري ΔH وتغيّر الإنتروبي ΔS يحدّدان تلقائية تفاعل ما.

الأدوات المستعملة: جهاز عرض

1. قدّم وحفّز

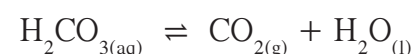
1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس، وناقش معهم أثر ظروف تخزين المواد والأدوات القديمة بطرق لا تسمح للحرارة المتولدة بداخلها بالتسرّب إلى الخارج، الأمر الذي يؤدي إلى ارتفاع الحرارة لدرجة كافية للتسبب باشتعال هذه المواد وإحداث الحرائق. ناقش معهم أنّ بعض المزارعين يخزنون بقايا محاصيلهم وأعلاف حيواناتهم والسماد العضوي ما يجعلها سبباً لنشوب الحرائق تلقائياً، وأعطهم فرصة التعبير عن آرائهم حول الطرق الصحيحة لتخزين المواد القابلة للاشتعال. استخدم إجابات الطلاب السابقة للتوصل إلى أنّ هناك ظروف تسبب حدوث التفاعل الكيميائي تلقائياً.

2. علّم وطبّق

1.2 استخدام وسيلة مرئية

اطلب إلى الطلاب تفحص الصورة في الشكل (45) في كتاب الطالب ص 84 والتي تظهر استعراضات الألعاب النارية التي هي تفاعلات تلقائية تتم بسرعة فائقة. وضح للطلاب أنّ التفاعلات غير التلقائية، على عكس التفاعلات التلقائية، لا تكون مواد ناتجة عند ظروف معينة ولا تعطي كمية كبيرة من المواد الناتجة عند الاتزان. أعطهم كمثال التفاعل العكوس لحمض الكربونيك:



الدرس 1-2 Determining Whether a Reaction Will Occur

الأهداف العامة

- يتعرّف مفهوم الإنتروبي، والتفاعلات التلقائية أو غير التلقائية.
- يصف كيف أنّ التغيّر الحراري ΔH وتغيّر الإنتروبي ΔS يحدّدان تلقائية تفاعل ما.



شكل (43)
حريق في أحد المنازل وعمل فريق الإطفاء على إخماده

تبدو الحرائق التي تحدث في المنازل والمخازن والأماكن الأخرى (شكل 43) وكأنها مفتعلة ولكنها تحدث في الواقع بواسطة احتراق تلقائي. تولّد حرارة داخل أكوام الأقمشة الملوّنة بالزيت أو حزم الحطب التي لم تجفّ تماماً، وإذا لم تسمح ظروف تخزين تلك المواد للحرارة المتولدة في داخلها بالتسرّب إلى الخارج يمكن أن تكون سبباً لاشتعال المواد، وحدث حرائق.

1. التفاعلات التلقائية Spontaneous Reactions

على الرغم من إمكانية كتابة معادلة موزونة لتفاعل كيميائي، فإنه لا يمكن اعتبار أنّه حدث في الحقيقة، فعلى سبيل المثال يمكنك كتابة معادلة تفكك ثاني أكسيد الكربون إلى كربون وأكسجين على هذا النحو،

$$\text{CO}_{2(g)} \longrightarrow \text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$$
هذه المعادلة التي تمثّل التفاعل العكسي للاحتراق هي معادلة رمزية موزونة ولكن التجربة توضح لنا أنّ التفاعل الذي يمكن تمثيله بمعادلة موزونة لا يحدث عملياً بالضرورة، فالكربون والأكسجين يحترقان لتكوين ثاني أكسيد الكربون، ولكن لا يحدث التفاعل العكسي.

وضّح لهم أنّ حمض الكربونيك يُعدّ المادة المتفاعلة للتفاعل الطردي، وإذا استطعنا أن نبدأ بـ حمض كربونيك نقي في الماء وتركنا النظام يصل إلى الاتزان فسنجد أنّ أكثر من 99% من المادة المتفاعلة تتحوّل إلى موادّ ناتجة (ثاني أكسيد الكربون وماء) يُعتبر تكوينها مفضلاً. وضّح لهم أنّ الموادّ الناتجة في مثال حمض الكربونيك تتكوّن بكميّة كبيرة لأنّ هناك ميل طبيعي للحمض إلى أن يتفكّك.

أشر إلى أنّ ذلك يدلّ على أنّ الموادّ المتفاعلة للتفاعل العكوس في معادلة حمض الكربونيك لديها ميل ضعيف إلى الاتحاد مع بعضها بعضاً.

اسأل الطلاب:

• في هذه الحالة، هل يمكن أن تقول إنّ التفاعل تلقائي؟ ولماذا؟

[كلاً، الميل إلى تكوّن حمض الكربونيك ضعيف أي اتجاه التفاعل

العكوس].

أعط الطلاب مثلاً آخر وهو التفاعل التلقائي للمحلول المائي لنيترات الكادميوم مع المحلول المائي لكبريت الصوديوم لتكوين محلول مائي من نيترات الصوديوم وراسب أصفر من كبريتيد الكادميوم.

وضّح للطلاب أنّ التفاعل العكوس يُعدّ تفاعلاً غير تلقائي.

2.2 مناقشة

اشرح للطلاب أنّ المصطلحين تلقائي وغير تلقائي لا يشيران إلى سرعة تحوّل الموادّ المتفاعلة إلى موادّ ناتجة. والفت انتباههم إلى أنّ بعض التفاعلات التلقائية تسير بسرعة بطيئة وتبدو كأنّها تفاعلات غير تلقائية.

ناقش مع الطلاب: ماذا يحدث إذا وضعت سكرًا على منضدة، هل يحدث له تغيير؟ **[لا يحدث له أي تغيير إلّا إذا زوّدناه بطاقة في صورة حرارة،**

عندئذ يصبح التفاعل سريعاً].

ساعد الطلاب على استنتاج أنّ بعض التفاعلات غير التلقائية تصبح تلقائية عند ظروف معيّنة من الضغط ودرجة الحرارة وبالتالي هذه الظروف هي التي تحدّد إذا كان التفاعل تلقائياً أم غير تلقائي. أعط كمثال عملية البناء الضوئي التي يكون فيها التفاعل تلقائياً في النباتات وغير تلقائي عند الظروف القياسية لدرجة الحرارة والضغط.

2.3 استخدام وسيلة مرئية

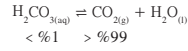
اطلب إلى الطلاب ملاحظة الرسمين في الشكل (46) في كتاب الطالب ص 85. يوضّح أحدهما غرفة نوم مرتّبة ومنسّقة والآخر غرفة غير مرتّبة والأشياء فيها مبعثرة. شجّع الطلاب على استنتاج أنّ درجة الفوضى في نظام ما تُسمّى الإنتروبي.

ناقش مع الطلاب أنّ قيمة الإنتروبي تكون منخفضة للغرفة المرتّبة والتي تمّ تنظيفها حديثاً ولكن مع مرور الوقت تصبح الغرفة غير مرتّبة وغير منظّمة وتميل قيمة الإنتروبي إلى الزيادة. وضّح للطلاب أنّ قانون الفوضى يُطبّق أيضاً على مستوى الذرّات والجزيئات.

لذلك تنقسم المعادلات الكيميائية الموزونة في الحقيقة إلى مجموعتين: التفاعلات التلقائية والتفاعلات غير التلقائية.

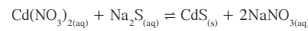
التفاعلات التلقائية Spontaneous Reactions هي تفاعلات تحدث في الطبيعة وتفضّل تكوين نواتج عند ظروف معيّنة، أي أنّها التفاعلات التي تعطي كمّيات كبيرة من الموادّ الناتجة عند الاتزان.

بالمقابل، التفاعلات غير التلقائية Non-Spontaneous Reactions هي التفاعلات التي لا تفضّل تكوين موادّ ناتجة عند ظروف معيّنة أي لا تعطي كمّية كبيرة من الموادّ الناتجة عند الاتزان ومثال على ذلك التفاعل العكسي لتفكّك حمض الكربونيك في الماء.



يُعتبر حمض الكربونيك المادة المتفاعلة في التفاعل الطردي وإذا وضعت حمض كربونيك نقي في الماء وتركنا النظام يصل إلى حالة اتزان فسنجد أنّ أكثر من 99% من المادة المتفاعلة تتحوّل إلى المادتين الناتجتين وهما ثاني أكسيد الكربون والماء. وهكذا يكون التفاعل الطردي تلقائياً ويكون الميل الطبيعي للتفاعل العكسي ضعيفاً. هل يعني ذلك أنّ اتحاد ثاني أكسيد الكربون والماء لتكوين حمض كربونيك تفاعل تلقائي؟ أم غير تلقائي؟

مثال آخر على ذلك التفاعل التلقائي للمحلول المائي لنيترات الكاديوم مع المحلول المائي لكبريتيد الصوديوم لتكوين محلول مائي لنيترات الصوديوم وراسب أصفر من كبريتيد الكاديوم وهو التفاعل المفضّل إلى حدّ كبير عند الاتزان. يُعتبر التفاعل العكسي أو تكوين نيترات الكاديوم وكبريتيد الصوديوم من كبريتيد الكاديوم ونيترات الصوديوم تفاعلاً غير تلقائي (شكل 44).



ومن التفاعلات التلقائية السريعة تلك الموضّحة في الشكل (45). تجدر الإشارة إلى أنّ كلا المصطلحين تلقائي وغير تلقائي لا يشيران إلى سرعة تحوّل الموادّ المتفاعلة إلى موادّ ناتجة فبعض التفاعلات التلقائية بطيئة وتبدو كأنّها تفاعلات غير تلقائية. مثال على ذلك تفاعل السكر والأكسجين لتكوين ثاني أكسيد الكربون وماء إذ لن نلاحظ حدوث شيء إذا وضعت وعاءاً يحتوي على سكر على المنضدة. تفاعل السكر والأكسجين لتكوين ثاني أكسيد الكربون والماء مفضلاً عند الاتزان ولكنّه بطيء للغاية عند درجة حرارة الغرفة إلى حدّ أنّه يستغرق آلاف السنين، لبلوغ حالة الاتزان. وعندما تمدّد هذا التفاعل بطاقة على شكل حرارة يصبح سريعاً ويستمرّ حتى نفاذ كمّية السكر.

84

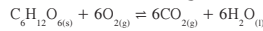


شكل (44)
تكون راسب أصفر من كبريتيد الكاديوم



شكل (45)
استحداث الألعاب النارية الموضّحة في الشكل هي نتيجة تفاعلات تلقائية تتم بسرعة فائقة.

وقد تكون بعض التفاعلات غير تلقائية عند ظروف معيّنة وتلقائية عند ظروف أخرى. فالتفاعل العكسي لأكسدة الجلوكوز، على سبيل المثال، غير تلقائي عادة ولكن يصبح تلقائياً في النباتات أثناء عملية البناء الضوئي بفضل طاقة الشمس. توضح المعادلة التالية أكسدة الجلوكوز:



2. الإنتروبي (مقياس درجة الفوضى)

Entropy (Measure of Disorder)

قد تتوقّع أن تقتصر التغيرات الكيميائية والفيزيائية التلقائية على التفاعلات الطاردة للحرارة ولكن ذلك غير صحيح فبعض التغيرات الماصة للحرارة تلقائية أيضاً. مثال على ذلك عملية انصهار الثلج الفيزيائية وتحوّل إلى ماء فائتاء تحوّل الثلج الصلب إلى سائل يمتصّ كل مول واحد من الثلج، عند درجة حرارة 25 °C، 6 kJ من الحرارة من الوسط المحيط به.

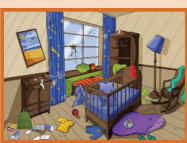


إن أخذنا في الاعتبار التغيرات الحرارية فقط، يحتوي الماء الناتج على كمّية حرارة تفوق تلك الموجودة في الثلج نفسه وهذا ما يعارض قانون العمليات التلقائية الذي ينصّ على أنّ اتجاه التغيّر في الطاقة يكون من الطاقة الأعلى إلى الطاقة الأدنى. رغم ذلك تتمّ عملية انصهار الثلج تلقائياً وبالتالي هناك عوامل أخرى إلى جانب التغيّر الحراري تساعد في تحديد ما إذا كان التغيّر الكيميائي أو الفيزيائي تلقائياً أو غير تلقائي.

يرتبط أحد العوامل الأخرى بالتنظيم ولديك على الأرجح معلومات من الحقائق اليومية عن العمليات المنظّمة والعمليات العشوائية غير المنظّمة. فعلى سبيل المثال إذا وضعت في كفنّ يدّ عددًا من الكرات الصغيرة ستترتب وفق حالة منظّمة وهي الاجتماع في مكان واحد، وأما إذا ألقيتها على الأرض فستتبعثر بطريقة عشوائية بلا أيّ ترتيب منظّم ويُقال في هذه الحالة إنّ الكرات في حالة غير منظّمة وعشوائية.

الإنتروبي Entropy هو مقياس كمي لدرجة الفوضى لنظام ما، ويرمز إليه بالرمز S ووحدته J/K. وكلما زادت الفوضى زاد الإنتروبي بالتالي يفوق الإنتروبي للكرات المبعثرة قيمته في حالة الكرات المجتمعة في كفنّ اليد. النزعة الطبيعية للأنظمة الفيزيائية والكيميائية أو اتجاهها هو بلوغ أقصى فوضى ممكنة بفهمها ما يُسمّى قانون الفوضى. ينصّ قانون الفوضى Law of Disorder على أنّ كلّ العمليات تسير في اتجاه زيادة الفوضى إلى الحدّ الأقصى.

وليس هذا الاتجاه الطبيعي نحو عدم التنظيم أو الفوضى بغريب. فغرفة نومك تكون نظيفة ومنظّمة في بداية الأسبوع وإذا لم تواطّب بانتظام على تنظيفها فرّتما تصبح غير مرتّبة. هل تبدو الصورة في الشكل (46) مألوقة؟



شكل (46)
تكون قيمة الإنتروبي منخفضة لغرفة المرتّبة التي تمّ تنظيفها حديثاً، ولكنّ الغرفة تصبح غير مرتّبة وغير منظّمة مع مرور الوقت فبمثل قيمة الإنتروبي إلى الارتفاح. ويعمل قانون الفوضى أيضاً على مستوى الذرّات والجزيئات فيمكن تطبيق المبدأ نفسه على المستوى الذرّي والجزيئي.

85

اطلب إلى الطلاب ملاحظة الشكل (47) في كتاب الطالب ص 86 الذي يوضح أنّ جزيئات المادة متماسكة في الحالة الصلبة وأقلّ تماسكاً في الحالة السائلة وحرّة في الحالة الغازية. لذلك تكون قيمة الإنتروبي في الحالة الغازية أكبر ممّا هي عليه في الحالة السائلة وفي الحالة الصلبة.

وضّح للطلاب أنّ الإنتروبي هو مقياس كمّي لدرجة فوضى النظام ويُرمز له بالرمز S ووحدته J/K.

5.2 نشاط

وجّه إلى الطلاب السؤالين التاليين:

• ماذا يحدث إذا طحنت بلّورة من الملح أو السكر بواسطة مطرقة؟

[نزيد مساحة ذراتها، إذ تصبح أصغر وأكثر تبعثراً.]

• في أيّ من الحالتين تكون جسيمات المادة في حالة فوضى أشدّ؟

[تزيد الفوضى في الحالة المطحونة.]

وضّح للطلاب أنّ الإنتروبي يميل إلى الزيادة في التفاعلات الكيميائية التي يكون فيها العدد الإجمالي للجزيئات الناتجة أكبر من العدد الإجمالي لجزيئات المواد المتفاعلة.

ساعد الطلاب على استنتاج، من خلال الشكل (50) في كتاب

الطالب ص 87، أنّ الإنتروبي يميل إلى الارتفاع عند زيادة درجة الحرارة. فكلّما زادت درجة الحرارة تتحرّك الجزيئات بشكل أسرع ما يؤدي إلى زيادة الفوضى والعشوائية في ترتيب الجزيئات.

6.2 مناقشة

اعرض على الطلاب، مستخدماً جهاز عرض، الجدول (3) في كتاب الطالب ص 88 الذي يوضح كيف يؤثر كلّ من تغيير الإنتروبي والإنثالبي في تلقائية التفاعل.

• هل كلّ التفاعلات الطاردة للحرارة هي تفاعلات تلقائية؟ [كلا،

قد تكون غير تلقائية إذا كان الإنتروبي يتناقص ولم يعوّض تغيير الإنثالبي.]

• في أيّ حالة يُعتبر التفاعل غير تلقائي؟

[عندما تكون $\Delta S < 0$ و $\Delta H > 0$]

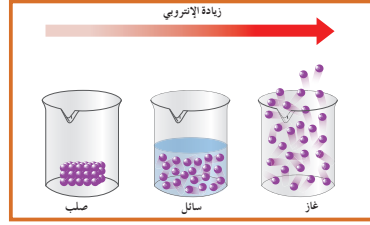
• في أيّ حالة يُعتبر التفاعل تلقائياً؟

[عندما تكون $\Delta S > 0$ و $\Delta H < 0$]

وضّح للطلاب أنّ التفاعلات قد تكون غير تلقائية وطاردة للحرارة إذا كان نقص الإنتروبي كبيراً. كما قد يزيد إنتروبي النظام، في حالة التفاعل غير التلقائي لأنّ التفاعل يكون ماصّاً للحرارة بدرجة كبيرة.

1.2 خواصّ الإنتروبي Entropy Characteristics

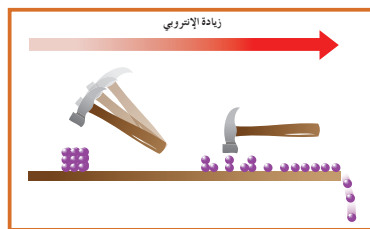
لقياس الإنتروبي (عشوائية النظام) نلاحظ النقاط التالية:
(أ) الإنتروبي للمادة في الحالة الغازية أكبر منه في الحالة السائلة أو الصلبة. ووفقاً للمبدأ أعينه، يرتفع الإنتروبي في التفاعلات التي تتضمن تكوين مواد غازية ناتجة من تفاعل مواد متفاعلة صلبة وسائلة على حدّ سواء (شكل 47).



شكل (47)

تغير الإنتروبي بتغير الحالة الفيزيائية

(ب) يرتفع الإنتروبي عند تقطيع المادة إلى أجزاء (شكل 48). يرتفع، على سبيل المثال، عندما يذوب مركّب أيوني مثل كلوريد الصوديوم في الماء وذلك لأنّ جسيمات المذاب، وهي كاتيونات الصوديوم وأنيونات الكلور، تنفصل عن بعضها البعض في المحلول وتبعد بمسافة أكبر مقارنة بالحالة المتبلورة. ما الذي يحدث لإنتروبي أيونات الصوديوم والكلوريد عندما يتبخّر المحلول الملحي؟

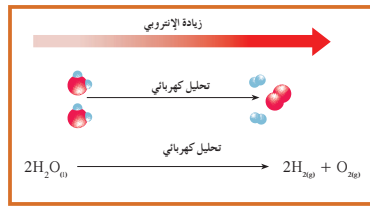


شكل (48)

تغير الإنتروبي عند تقطيع المادة

(ج) يميل الإنتروبي إلى الزيادة في التفاعلات الكيميائية التي يكون فيها العدد الإجمالي للجزيئات الناتجة أكبر من العدد الإجمالي لعدد جزيئات المواد المتفاعلة.

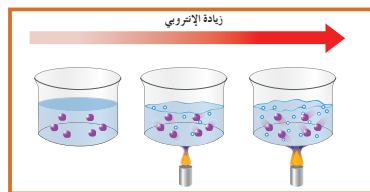
فمثلاً عند تحليل جزيئين من الماء كهربائياً ينتج جزيئين من الهيدروجين وجزيء أكسجين (شكل 49).



شكل (49)

تغير الإنتروبي بتغير عدد الجزيئات

(د) يميل الإنتروبي إلى الارتفاع عند زيادة درجة الحرارة. كلّما زادت درجة الحرارة تتحرّك الجزيئات أسرع فأسرع ما يؤدي إلى زيادة الفوضى والعشوائية في ترتيب الجزيئات (شكل 50).

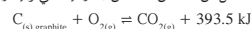


شكل (50)

تغير الإنتروبي بتغير الحرارة

3. الإنثالبي والإنتروبي Enthalpy and Entropy

يُحدّد مقدار التغيّرات الحرارية (الإنثالبي) ΔH واتّجاهها وتغيّرات الإنتروبي ΔS مجتمعين ما إذا كان التفاعل تلقائياً أم لا. التفاعل الطارد للحرارة، كاحتراق الكربون على سبيل المثال، يكون مصحوباً بزيادة الإنتروبي وهو بالتأكيد تفاعل تلقائي إذ يتوافر فيه كلّ من العاملين السابقين (تغيّرت الإنثالبي والإننتروبي).



3. قِيم وتوسّع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

اطلب إلي الطلاب أيضًا المقارنة بين التفاعلات التلقائية وغير التلقائية .

اطلب إليهم ذكر خواصّ الإنتروبي وربطها بإنتالبي نظام ما وتلقائية تفاعله (جدول 3) .

2.3 إعادة التعليم

ذكر الطلاب بأنّ التفاعلات تكون تلقائية وغير تلقائية .

• تلقائية:

عندما تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معيّنة من درجة الحرارة والضغط ومن دون تأثير أيّ عامل خارجي .

• غير تلقائية:

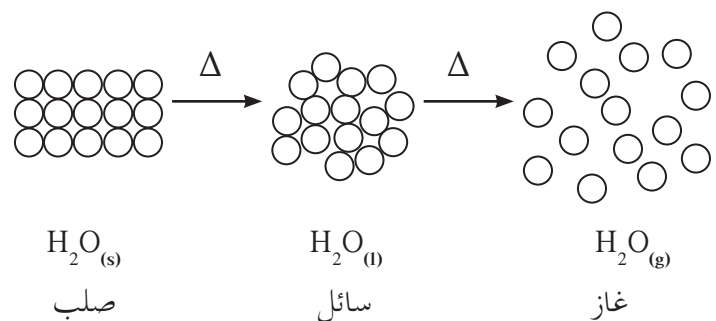
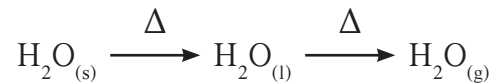
عندما لا تحدث عند تلك الظروف .

أشر للطلاب أنّ السرعة ليست شرطاً مهماً لتحديد تلقائية العملية ، وأنّ العمليات التلقائية يمكن أن تكون فيزيائية كانتقال الحرارة من جسم حارّ إلى جسم بارد ، في حين لا تحدث العملية المعاكسة بشكل تلقائي ، أو كيميائية كتفكك حمض الكربونيك إلى غاز ثاني أكسيد الكربون وماء عند الظروف القياسية . أشر إلى أنّ العكس ، أي تفاعل غاز ثاني أكسيد الكربون مع الماء لإنتاج حمض الكربونيك لا يحدث تلقائياً .

وضّح للطلاب أهميّة الإنتروبي . ترافق التحوّلات الكيميائية والفيزيائية جميعها زيادة في الإنتروبي أي الفوضى .

اشرح المثال التالي كمثال توضيحي للطلاب:

يتحوّل الماء من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة ثمّ إلى الحالة الغازية . اكتب المعادلة التالية على السبورة :



فسّر أنّ الشكل يوضّح انتظام جزيئات الماء في كلّ حالة .

إجابات أسئلة الدرس 1-2

1. (أ) الإنتروبي هو درجة الفوضى لنظام ما .
(ب) التفاعل التلقائي هو تفاعل يحدث في الطبيعة ويكون نواتج .
(ج) التفاعل غير التلقائي هو تفاعل لا يفضّل تكوين موادّ ناتجة .
2. التغيّر في الإنتالبي (ΔH) والتغيّر في الإنتروبي (ΔS)
3. يمكن تغيير تفاعل ما من تلقائي إلى غير تلقائي بتغيير ظروف التفاعل كدرجة الحرارة والضغط .
4. إنّ التفاعل تلقائي .

فقرة إثرائية

علاقة الليداه بالجيولوجيا

تآكل الصخور بفعل العوامل الجيولوجية يحدث تآكل الصخور عادة ببطء شديد ، ولذا لا يظهر أثر التآكل بوضوح إلا بعد أزمنة طويلة . على الرغم من صغر معدل تآكل الصخور فإن شكلها حدّد وما زال يحدّد شكل سطح الأرض . مثال على ذلك بعض الجبال في الولايات المتحدة . فبالرغم من أن الجبال الحديثة عالية وكثيرة التضاريس نسبياً على عكس جبال الألبان في شمال شرق الولايات المتحدة وذلك بسبب الفرق الزمني بين الجبلين الذي يبلغ 245 مليون سنة . ومن المفيد ربما اعتبار أنّ ما يحدث من تآكل ناتج من تفاعل كيميائي حقيقي . يرتفع الإنتروبي في هذا التفاعل لأن إحدى المواد الناتجة وهي غاز (ثاني أكسيد الكربون) تتكوّن من متفاعل صلب (كربونات الكالسيوم) . وليست الزيادة في الإنتروبي كبيرة إلى حدّ حدوث هذا التفاعل بشكل تلقائي عند درجات الحرارة العادية لأنّه ماصّ للحرارة . وقيمة الإنتالبي للمتفاعلات أقلّ منها للموادّ الناتجة ، ولكن يزداد تأثير الزيادة في الإنتروبي بزيادة درجة الحرارة . وعندما تفوق درجات الحرارة 850°C سيفوق $\Delta S^\circ \times T$ (تغيّر الإنتروبي $\times$ درجة الحرارة) المفضّل ΔH° غير المفضّل ويصبح التفاعل تلقائياً .

وأما التفاعل العكسي للتفاعل السابق ، أي تكوين الكربون والأكسجين من ثاني أكسيد الكربون فهو تفاعل غير تلقائي إذ لا يتوافر فيه تغيّر الإنتالبي ولا تغيّر الإنتروبي . يكون التفاعل تلقائياً أيضاً إذا قابل النقص في الإنتروبي انطلاق كمية كبيرة من الحرارة . وفقاً للمبدأ عيه يكون التفاعل الماصّ للحرارة تلقائياً إذا عاقل امتصاص حرارة زيادة الإنتروبي . عندما ينصهر الثلج مثلاً يعمل كلا العاملين الإنتالبي والإنتروبي في إتجاهين متقابلين ، فتحدث عملية انصهار الثلج تلقائياً عند درجات الحرارة التي تفوق 0°C رغم أنّها عملية ماصة للحرارة . ويعوّض عندئذ امتصاص قدر كبير من الحرارة تغيّر الإنتروبي الذي يكون مفضّلاً في هذه الحالة وتنفوق قيمته قيمة تغيّر الإنتالبي . لماذا تكون عملية تجمّد الماء إلى ثلج عملية غير تلقائية عند درجة 10°C ؟
يلخص الجدول (3) تأثير كل من تغيّر الإنتروبي والإنتالبي في تلقائية التفاعلات الكيميائية . يوضّح أنّ أحد المتغيّرين ، وليس كليهما ، يمكن أن يكون غير مفضّل للعملية التلقائية .

التلقائية التفاعل	الإنتروبي	الإنتالبي
تفاعل تلقائي	يرتفع (الموادّ الناتجة أكثر فوضى من الموادّ المتفاعلة) ΔS موجبة	يتناقص (تفاعل طارد للحرارة) ΔH سالبة
قد يكون التفاعل تلقائياً أو غير تلقائي ويعتمد ذلك على درجة حرارة التفاعل.	ينخفض (الموادّ الناتجة أقلّ فوضى من الموادّ المتفاعلة) ΔS سالبة	يتناقص (تفاعل طارد للحرارة) ΔH سالبة
قد يكون التفاعل تلقائياً أو غير تلقائي ويعتمد ذلك على درجة حرارة التفاعل.	يرتفع ΔS موجبة	يرتفع (تفاعل ماصّ للحرارة) ΔH موجبة
تفاعل غير تلقائي	ينخفض ΔS سالبة	يرتفع (تفاعل ماصّ للحرارة) ΔH موجبة

جدول (3)
تأثير الإنتالبي والإنتروبي في تلقائية التفاعل

88

مراجعة الدرس 1-2

1. اشرح المقصود بما يلي:
(أ) الإنتروبي .
(ب) تفاعل تلقائي .
(ج) تفاعل غير تلقائي .
2. اذكر العاملين اللذين يحدّدان ما إذا كان التفاعل تلقائياً أو غير تلقائي .
3. كيف يمكنك تغيير تفاعل ما من تفاعل تلقائي إلى تفاعل غير تلقائي ؟
4. توقع ما إذا كان التفاعل التالي تلقائياً أو غير تلقائي ، علماً أنّ:
 $\Delta S^\circ = +3.1 \text{ kJ}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ و $\Delta H^\circ = -393 \text{ kJ}/\text{mol}$
 $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$

مراجعة الوحدة الثانية

الملخص

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

◀ ما هي العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل ؟

[درجة الحرارة، التركيز، مساحة السطح وإضافة موادّ محفّزة أو مانعة.]

◀ عرّف معدل سرعة التفاعل .

[معدل سرعة التفاعل الكيميائي هي سرعة تكوين النواتج أو تفكيك

المتفاعلات في وحدة زمنية محدّدة (mol/L.s)]

◀ ما هو الاتزان الكيميائي ؟ ولماذا يُسمّى الاتزان الديناميكي ؟

[حالة الاتزان هي عندما تصل تركيزات كلّ من المتفاعلات والنواتج إلى قيمة

ثابتة ، ويسمّى الاتزان الديناميكي لأنّ التفاعل لا يتوقّف إنّما تصبح سرعة

التفاعل الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكوس.]

◀ توقّع ميل موضع الاتزان بناءً على قيمة ثابت الاتزان K_{eq} . إذا لم تكن K_{eq} معلومة، اذكر المبدأ الذي يساعدنا على معرفة ميل موضع الاتزان .

[$K_{eq} < 1$ نحو التفاعل الطردي

$K_{eq} > 1$ نحو التفاعل العكوس

مبدأ لوشاتليه]

◀ هل يختلف ثابت الاتزان بين التفاعلات العكوسة المتجانسة وغير المتجانسة؟

[نعم، ففي التفاعلات غير العكوسة غير المتجانسة لا يدخل في التعبير عن

ثابت الاتزان الموادّ في الحالة الصلبة والمواد السائلة التي تؤدي دور مذيب

في التفاعل.]

أذكر إذا كان التفاعل تلقائياً أم غير تلقائي في الحالات التالية:

◀ نقص في الإنتروبي وانخفاض في الإنتالبي . [يكون التفاعل تلقائياً إذا

عوّض الانخفاض في الإنتالبي النقص في الإنتروبي.]

◀ ارتفاع في الإنتروبي وانخفاض في الإنتالبي . [يكون التفاعل

تلقائياً.]

◀ ارتفاع في الإنتروبي وارتفاع في الإنتالبي . [يكون التفاعل تلقائياً إذا

عوّض ارتفاع الإنتروبي تغيير الإنتالبي.]

مراجعة الوحدة الثانية

المفاهيم			
إنتران كيميائي	Chemical Equilibrium	إنتروبي	Entropy
تفاعل تلقائي	Spontaneous Reaction	تفاعل طردي	Forward Reaction
تفاعل عكسي	Reversible Reaction	تفاعل غير تلقائي	Non-spontaneous Reaction
تفاعل غير عكسي	Irreversible Reaction	ثابت الاتزان K_{eq}	Equilibrium Constant
سرعة التفاعل الكيميائي	Chemical Reaction Rate	طاقة التنشيط	Activation Energy
قانون الفوضى	Law of Disorder	مادّة مانعة	Inhibitor
مادّة محفّزة	Catalyst	مبدأ لوشاتليه	Le Chatelier's Principle
موضع الاتزان	Equilibrium Position	نظرية التصادم	Collision Theory

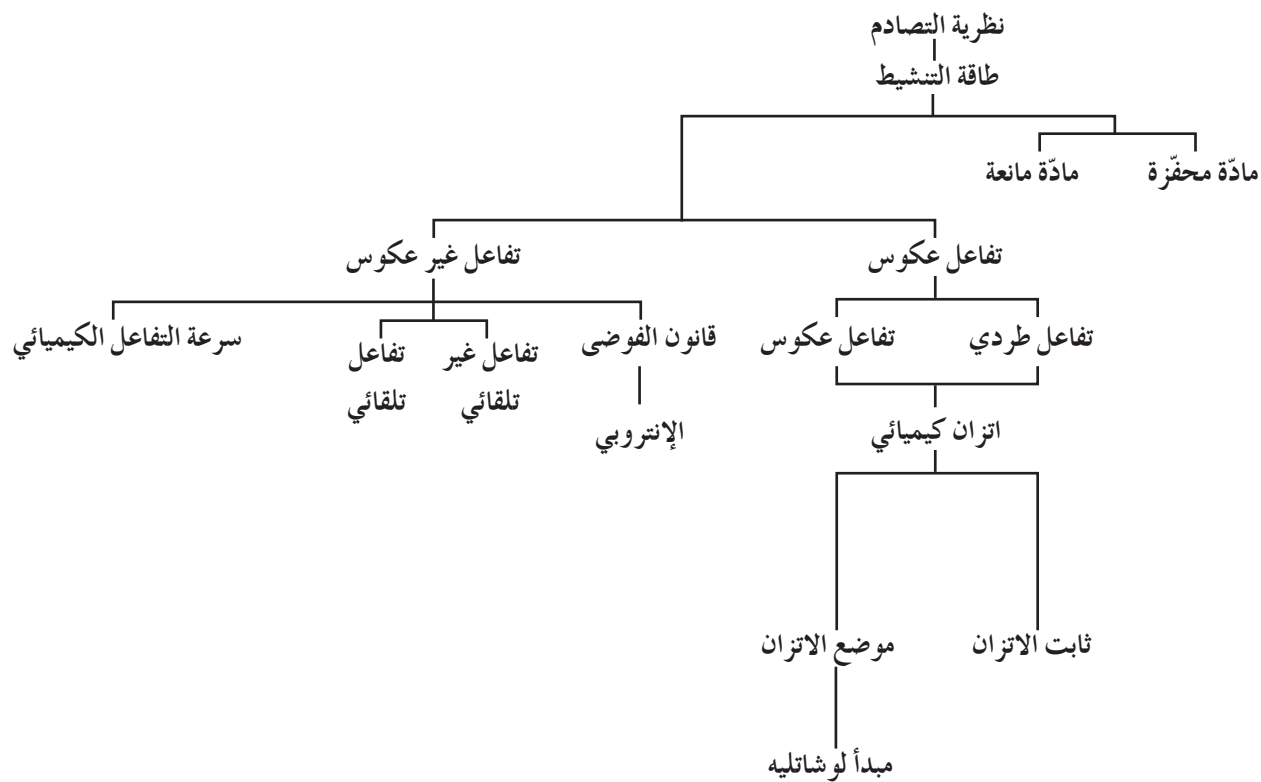
الأفعال الرئيسية للوحدة

(1 - 1) سرعة التفاعل

- في علم الكيمياء، يُعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي بكمية المواد المتفاعلة التي تُستهلك ويحدث لها تغير في خلال وحدة من الزمن .
- تُوضّح نظرية التصادم أن لحدوث التفاعل، يجب أن تملك المواد المتصادمة طاقة حركية كافية .
- تُعبّر طاقة التنشيط بمثابة حاجز يجب أن تعبره المواد المتفاعلة كي يحدث التفاعل . وتتكوّن نواتج وسطية أثناء التفاعل .
- يؤثر في سرعة التفاعل كلّ من درجة الحرارة، التركيز، حجم الجسيمات ووجود الموادّ المحفّزة أو عديمه .

(2 - 1) التفاعلات العكسية والاتزان

- تحدث التفاعلات العكسية في اتجاهين متعاكسين في آن معاً (تفاعل طردي وتفاعل عكسي) .
- الاتزان الكيميائي هو الحالة التي يحدث فيها كلّ من التفاعل الطردي والعكسي بمعدّل السرعة نفسه في نظام مغلق .
- ينصّ مبدأ لوشاتليه على أن تتغيّر أحد العوامل (من مثل التركيز، الحرارة والضغط) يؤثر في الاتزان الديناميكي للنظام فالأخير يعدّل نفسه إلى حالة اتزان جديدة بحيث يقلّل من تأثير هذا التغير أو يبطّله .
- ثابت الاتزان هو نسبة تركيز الموادّ الناتجة من التفاعل إلى تركيز الموادّ المتفاعلة ويساوي تركيز كلّ مادة مرفوع لأُسّ عدد مولات هذه المادّة في المعادلة الكيميائية الموزونة .
- في حالة $K_{eq} < 1$ تكون الموادّ الناتجة هو التفاعل المفضّل
- في حالة $K_{eq} > 1$ تكون الموادّ المتفاعلة هو التفاعل المفضّل



(2 - 1) تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما

- التفاعلات التلقائية هي تفاعلات تحدث طبيعيًا وتفضل تكوين مواد ناتجة عند ظروف معينة .
- التفاعلات غير التلقائية هي التفاعلات التي لا تفضل تكوين مواد ناتجة عند ظروف معينة .
- يفترض قانون الفوضى أن كل التفاعلات تسير في اتجاه زيادة الفوضى ، ويُعبر عن هذه الفوضى بالإنتروبي ، فكلما زادت الفوضى زاد الإنتروبي .
- يؤثر التغير في الإنتروبي والإنتالبي، مجتمعين أو منفصلين، في تلقائية التفاعلات الكيميائية .

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظّم الأفكار الرئيسية التي جاءت في الوحدة:



تحقق من فهمك

1. عندما تصطدم الجسيمات والجزيئات بقوة في أثناء التفاعل الكيميائي تنكسر الروابط بينها وتنشأ روابط جديدة تنتج منها مواد جديدة.
2. أقل كمية من الطاقة تحتاج إليها الجسيمات للتفاعل.
3. تُكتب فوق السهم الذي يشير إلى النواتج لأنها لا تدخل في التفاعل.
4. تساعد المادة المحفزة على زيادة سرعة التفاعل وإتمامه من دون رفع درجة الحرارة وهي لا تدخل في التفاعل.
5. (أ) العبارة غير صحيحة.
(ب) العبارة غير صحيحة.
(ج) العبارة صحيحة.
6. في التفاعلات العكوسة جميعها يتقدم التفاعل الطردى باتجاه تحويل المواد المتفاعلة إلى المواد الناتجة ويتقدم التفاعل العكوس باتجاه تحويل المواد الناتجة إلى المواد المتفاعلة.
7. نقص تركيز المواد المتفاعلة وصار معدل سرعة التفاعل الطردى مساوياً لمعدل سرعة التفاعل العكوس.
8. سرعتان متساويتان.
9. يميل النظام إلى أن يعدل نفسه إن طرأ عليه أي تغيير في ظروف النظام. عند ترك عبوة المشروب الغازي مفتوحة يقل الضغط فيميل حمض الكربونيك إلى التفكك لـ CO_2 و H_2O ، وبالتالي يقل تركيزه ما يسبب فساد المشروب الغازي.

$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} \quad 10.$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2}{[\text{H}_2]^4[\text{CS}_2]} \quad 11.$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} \quad (\text{ب})$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]} \quad (\text{ج})$$

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \quad (\text{د})$$

12. (أ) مفصل جداً. (ب) مفصل ولكن بنسبة أقل من (أ).

13. تكون قيمة الإنتروبي سالبة.

14. يُمثل الإنتروبي فوضى جسيمات مواد التفاعل ويزيد تدريجياً مع انتقال المواد من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة لأن الجسيمات تكون أقل تماسكاً ويبلغ الإنتروبي أقصاه في الحالة الغازية لأن الجسيمات تكون حرة الحركة.

15. (أ) أحجية الصورة المرتبة

(ب) 50 mL من الثلج

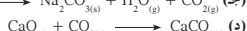
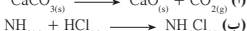
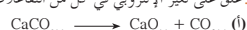
(ج) 10 g من بلورات كلوريد الصوديوم

تحقق من فهمك

1. اشرح نظرية التصادم في التفاعلات.
2. عوّض طاقة التنشيط في تفاعل ما.
3. أين تُكتب صيغة المادة المحفزة في المعادلة الكيميائية؟ ولماذا؟
4. كيف تتأثر سرعة التفاعل بالمادة المحفزة؟ وكيف تؤثر المواد المحفزة في التفاعل؟
5. أئ من العبارات التالية صحيحة؟
(أ) يمكن زيادة سرعة جميع التفاعلات الكيميائية بزيادة درجة الحرارة.
(ب) تحتاج الجسيمات المتفاعلة، ما إن يبدأ التفاعل الكيميائي، إلى أن تصطدم ببعضها بعضاً لتكوين مواد ناتجة.
(ج) الأنزيمات هي مواد محفزة بيولوجية.
(د) عوّض بأسلوبك التفاعلات العكسية.
6. وصل التفاعل العكسي إلى حالة الاتزان الديناميكي، ماذا تستنتج من هذه العبارة؟
7. كيف تقارن بين سرعة كل من التفاعل الطردى والتفاعل العكسي عند حالة الاتزان الكيميائي؟
8. اذكر ما تعرفه عن مبدأ لوشاتليه. كيف يمكنك استخدامه لتفسير سبب فساد عبوات المشروبات الغازية عند تركها مفتوحة؟
9. اكتب العلاقة التي تعبر عن ثابت الاتزان لتكوين الأمونيا من الهيدروجين والنيتروجين.
$$\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$$
10. اكتب العلاقة التي تعبر عن ثابت الاتزان لكل من التفاعلات التالية:
(أ) $4\text{H}_{2(g)} + \text{CS}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4(g) + 2\text{H}_2\text{S}(g)$
(ب) $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$
(ج) $2\text{NO}(g) + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$
(د) $\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{CO}_2(g)$
11. علق على تفضيل تكوين النواتج في كل من التفاعلات التالية:
(أ) $\text{H}_{2(g)} + \text{F}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HF}(g) ; K_{eq} = 1 \times 10^{13}$
(ب) $\text{SO}_{2(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}(g) + \text{SO}_3(g) ; K_{eq} = 1 \times 10^2$
12. إذا كانت النواتج في عملية تلقائية أكثر انتظاماً من المواد المتفاعلة فهل تكون قيمة الإنتروبي موجبة أم سالبة؟
13. عوّض الإنتروبي.
14. أئ نظام من الأنظمة التالية يملك إنتروبي أدنى؟
(أ) أحجية الصورة المرتبة أو المفككة.
(ب) 50 mL من الماء السائل أو 50 mL من الثلج.
(ج) 10 g من بلورات كلوريد الصوديوم أو محلول مائي يحتوي على 10 g من كلوريد الصوديوم.

92

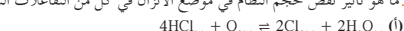
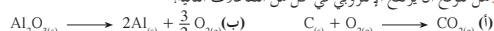
16. علق على تغير الإنتروبي في كل من التفاعلات التالية:



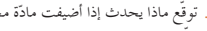
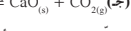
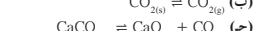
17. هل صحيح أن كل العمليات التلقائية طاردة للحرارة؟ فسر هذا القول.

18. تكثف بخار الماء إلى ماء سائل عند الضغط الجوي العادي على الرغم من أن تغير الإنتروبي غير موجب. اشرح العبارة السابقة.

19. هل تتوقع أن يرتفع الإنتروبي في كل من التفاعلات التالية:



20. ما هو تأثير نقص حجم النظام في موضع الاتزان في كل من التفاعلات التالية:

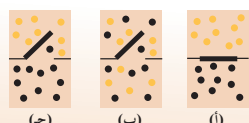


21. توقع ماذا يحدث إذا أضيفت مادة محفزة إلى تفاعل عكسي بطيء. ماذا يحدث لموضع الاتزان؟

22. ترفع الزيادة في درجة الحرارة طاقة التصادم بين جزيئات المواد المتفاعلة وترفع الزيادة في تركيز المواد المتفاعلة عدد التصادمات. ما تأثير المادة المحفزة في التصادم بين الجزيئات؟

اختبر مهاراتك

1. اذكر العاملين اللذين يحدّدان معاً ما إذا كان التفاعل تلقائياً أم لا.
2. في التفاعل $A + B \rightleftharpoons C$ ، تساوي طاقة التنشيط للتفاعل الطردى 5 kJ ويساوي تغير الطاقة الكلي 20 kJ. احسب طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.
3. قسّم صندوق كبير إلى قسمين بينهما باب وضعت فيه كيتين متساويتان من غازين مختلفين كما هو موضح في الشكل (أ). بدأت الجسيمات الغازية عند فتح الباب بين القسمين بالاختلاط في الحال كما هو موضح في الشكل (ب). لماذا من غير الوارد للصورة الموضحة في الشكل (ب) أن تتطور وتحوّل إلى الصورة الموضحة في الشكل (ج)؟



(ج)

(ب)

(أ)

93

4. يحتوي خليط، عند الاتزان وعند درجة حرارة تساوي 827 °C، على 0.552 mol من CO₂، الذي يجري بين هذه المتفاعلات هي: CO 0.448 mol، H₂ 0.552 mol، H₂O من 0.448 mol. والمعادلة الموزونة للتفاعل
- $$\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
- احسب قيمة ثابت الاتزان K_{eq}؟
5. يمكن تمثيل تجمّد الماء السائل عند 0 °C بالمعادلة التالية:
- $$\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(s)}$$
- اشرح لماذا يسبب الضغط انصهار الثلج، علماً أنّ كثافة الماء في حالته السائلة تساوي 1 g/cm³ و 0.92 g/cm³ في حالته الصلبة.
6. التفاعل بين الألماس (الكربون) والأكسجين تفاعل تلقائي. ماذا يمكنك القول عن سرعة هذا التفاعل؟
- $$\text{C}_{(s, \text{diamond})} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)}$$
7. اختر إحدى الكلمات المعطاة لك لتكملة العلاقة الثانية على نمط العلاقة الأولى.
- | | |
|-------------------------|-------------|
| مادة محفّزة، مادة مائعة | أشعة الشمس، |
| (1) السحب | (3) الرياح |
| (2) عملية البناء الضوئي | (4) الطاقة |
8. يتسبّب ذوبان مينا الأسنان (Ca₅(PO₄)₃OH) بتسوسها. وهو يحدث وفق المعادلة التالية:
- $$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}_{(s)} \rightleftharpoons 5\text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 3\text{PO}_4^{3-}_{(aq)} + \text{OH}^{-}_{(aq)}$$
- ينتج من تخمر السكر على الأسنان تكوّن H⁺. ما هو تأثير زيادة تركيز كاتيون H⁺ في مينا الأسنان؟

مشاريع الوحدة

- أدرج في قائمة 5 نشاطات قمت بتنفيذها اليوم ونتاج منها زيادة في الإنتروبي.
- صمّم تجربة لتبيان تأثير درجة الحرارة في سرعات التفاعل. اجر تفاعلاً كيميائياً بسيطاً يتصاعد منه غاز غير سام أو لا يكون راسباً. اعرض التصميم الخاص بتجربتك على المعلم، وإذا وافق على تصميمك، خطّط رسماً بيانياً يوضّح علاقة سرعة التفاعل بدرجة الحرارة.

16. (أ) يزداد الإنتروبي

(ب) يقلّ الإنتروبي

(ج) يزداد الإنتروبي

(د) يقلّ الإنتروبي

17. كلّاً، بعض التفاعلات تكون تلقائية على الرغم من أنّها

ماصّة للحرارة، بسبب زيادة الإنتروبي مثلما يحصل في

عملية انصهار الثلج.

18. يتكثّف بخار الماء إلى ماء سائل عند الضغط الجوي

العادي نتيجة فقدانه للحرارة وتسربها في الوسط

المحيط.

19. (أ) نعم (ب) نعم (ج) كلّاً (د) نعم

20. (أ) التفاعل الطردي مفضّل

(ب) التفاعل الطردي مفضّل

(ج) التفاعل العكوس مفضّل

21. يُنشّط التفاعل بتأثير المادة المحفّزة التي لا تدخل في

نواتج التفاعل ولا يُزاح موضع الاتزان ولكنّ النظام

يصل إلى الاتزان بطريقة أسرع.

22. تخفض المادة المحفّزة حاجز طاقة التنشيط.

اختبر مهاراتك

- العاملان هما: الإنثاليبي والإنتروبي.
- 25 kJ
- التغيّر من (أ) إلى (ب) تلقائي ومفضّل لزيادة الإنتروبي النظام، أمّا التغيّر من (ب) إلى (ج) فينتج منه انخفاض في الإنتروبي، وبالتالي فهو غير تلقائي ولن يحدث.
- $K_{eq} = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{(0.448)(0.448)}{(0.552)(0.552)} = 0.659$
- لأنّ الضغط يزيد الكثافة وهذه الحالة مفضّلة في التفاعل العكوس حيث الماء في حالة سائلة.
- هذا التفاعل بطيء بسبب صلابة الألماس.
- السحب
- تؤدّي زيادة H⁺ إلى تفاعله مع OH⁻. وبذلك يتناقص تركيزه ما يخلق حالة عدم اتزان، ولإعادة حالة الاتزان بحسب مبدأ لوشاتليه، يُجبر التفاعل على إنتاج OH⁻ وهنا الأفضلية للتفاعل الطردي. ونتيجة لذلك، يبدأ مينا الأسنان بالذوبان ما يؤدّي إلى حالات التسوّس.

مشاريع الوحدة

- تُقبَل الأجوبة المنطقية كلّها.
- تأكّد من أنّ التفاعل الكيميائي بسيط وأنّ المواد المتفاعلة يسهل الحصول عليها والمواد الناتجة غير سامّة. تأكّد أيضاً من إدراج الطالب تعليمات الأمان في التجربة التي صمّمها.

مخطط الوحدة الثالثة: الأحماض والقواعد

الفصل	الدرس	الأهداف	عدد الحصص	معالم الوحدة
1 . الأحماض والقواعد	1-1 وصف الأحماض والقواعد	- يعطي تعريفاً للأحماض والقواعد ويصفها. - يقارن بين الأحماض والقواعد كما تمّ تعريفها في نظريات أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس. - يعرّف زوج الحمض/القاعدة المرافق في تفاعلات الأحماض والقواعد.	3	اكتشف بنفسك: تأثير الأطعمة بصودا الخبيز ارتباط الكيمياء بالكتب: الكيمياء تنقذ الكتب المفتتة
	2-1 تسمية الأحماض والقواعد	يسمّي الحمض أو القاعدة عند إعطائه صيغة كلّ منهما الجزيئية.	1	
	3-1 كاتيونات الهيدروجين والحموضة	يصنّف المحاليل إلى محلول متعادل أو محلول حمضي أو محلول قاعدي بحسب تركيز كاتيون الهيدروجين أو تركيز أنيون الهيدروكسيد. (pOH, pH, K_w)	3	
	4-1 قوّة الأحماض والقواعد	- يحسب ثابت تأيّن الحمض K_a من التركيز المولاري لكاتيون الهيدرونيوم وقياسات الأس الهيدروجيني. - يرتّب قوى الأحماض تبعاً لثابت تأيّن K_a. - يرتّب قوى القواعد تبعاً لثابت تأيّن K_b.	2	ارتباط الكيمياء بالصحة: تآكل الأسنان الكيمياء في خدمة البيئة: المطر الحمضي
	حلّ أسئلة مراجعة الوحدة		1	
إجمالي عدد الحصص			10	

الأحماض والقواعد

مكونات الوحدة

الفصل الأول: الأحماض والقواعد

الدرس 1-1: وصف الأحماض والقواعد

الدرس 2-1: تسمية الأحماض والقواعد

الدرس 3-1: كاتيونات الهيدروجين والحموضة

الدرس 4-1: قوة الأحماض والقواعد

مقدمة

تهدف دراسة الأحماض والقواعد إلى اكتساب المفاهيم الحديثة التي تُصنّف من خلالها هذه المواد والتي تحكم في ما بين الكثير من التفاعلات.

تشمل هذه الوحدة معظم جوانب خواصّ الأحماض والقواعد أكانت من حيث صيغها الكيميائية أو من حيث محاليلها، والتي تساعد على معرفة هذه المواد كميًا وبالتالي على تحديد أنواعها وقوتها وتفاعلاتها. سوف تُستخدم عدّة معارف اكتسبها الطلاب في الصفوف السابقة مثل كتابة الصيغ الجزيئية في المحاليل المائية، وكتابة المعادلات الكيميائية الأيونية والنهائية، والتركيز المولاري، وكتابة الترتيب النقطي للمركبات وغيرها...

• الأحماض والقواعد

في الفصل الأول، سيدرس الطلاب خواصّ مركّبات الأحماض والقواعد، مفاهيم أرهينيوس، وبرونستد - لوري، ولويس للأحماض والقواعد. كما سيتعرفون على الأيونات الناتجة عن عملية التأين الذاتي للماء (H_3O^+ و OH^-)، وسيتعرفون أيضًا محاليل الأحماض والقواعد من خلال تركيزات كاتيونات الهيدروجين وأنيونات الهيدروكسيد وقيم الأس الهيدروجيني pH والعلاقة في ما بينهما، ومفهوم الأدلة ودورها.

ويحدّدون أنواع الأحماض والقواعد (قوية أو ضعيفة) بناءً على تأينها في الماء ويحسبون ثابت تأين الحمض K_a ، وثابت تأين القاعدة K_b .

التعليق على الصورة الافتتاحية للوحدة

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للوحدة ويقرأون الفقرة المرافقة لها. أشر إلى الطلاب أنّ معظم الفواكه والمواد الغذائية التي



كانت المواد تُصنّف على أنّها موادّ حمضية أو قاعدية بحسب طعمها. فالمواد التي تظهر حموضتها، كالليمون الحامض والخلّ مثلاً، هي حمضية، والمواد التي تظهر مرارتها، كالثوم والكافيين، هي قاعدية. وكانت شدة المرارة أو الحموضة تحدّد قوّة الحمض أو القاعدة لتُصنّف الأحماض ضمنيًا بين حمض قوي وحمض ضعيف، والقواعد بين قاعدة قوية وقاعدة ضعيفة.

إنّ دراسة الصيغ التركيبية والجزيئية للأحماض والقواعد تساعد في تحديد المركّبات الحمضية والقاعدية ومدى قوتها، وفي توقّع تفاعلاتها الكيميائية من دون اللجوء إلى تذوّقها، فالكثير من الأحماض والقواعد يجب عدم تذوّقها لا بل عدم لمسها أيضًا لخطورتها.

اكتشف بنفسك

تأثير الأطعمة بصودا الخبز

لإجراء هذا النشاط يجب توفير ما يلي: صودا الخبز ($NaHCO_3$)، طبق ورقي كبير، منديل ورقي، أنواع مختلفة من الفاكهة والخضار (مثل عبادان الكرفس، موز، عنب، طماطم، ليمون، تفاح، برتقال وجريب فروت).

1. قطع الفاكهة والخضار إلى قطع صغيرة في طبق وتأكد من أنّ القطع متباعدة عن بعضها جيّدًا. تأكد أيضًا من نظافة السكين بعد تقطيع كلّ نوع من الفاكهة أو الخضار على حدة.
2. انشر صودا الخبز على كلّ قطعة من القطع السابقة.
3. ماذا تلاحظ؟ هل هناك أيّ علاقة بين ما لاحظته وأنواع الطعام التي تعرف بغيرتك الشخصية أنّ طعمها لاذع (أي أنّها حمضية)؟ بعد دراستك للأحماض والقواعد أعط تفسيرًا لما لاحظته.

مصول الوحدة

الفصل الأول

• الأحماض والقواعد

أهداف الوحدة

- يتعرف نظريات أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس للأحماض والقواعد.
- يعرف الأحماض والقواعد ويستشعر عند إعطاء الصيغة الخاصة بكلّ منهما.
- يصنّف المحاليل إلى محلول متعادل أو محلول حمضي أو محلول قاعدي.
- يحوّل تركيزات كاتيون الهيدروجين إلى قيم الأس الهيدروجيني و تركيزات أنيون الهيدروكسيد إلى قيم الأس الهيدروجيني.
- يحسب ثابت تأين الحمض (K_a) من التركيز وقياسات الأس الهيدروجيني.
- يرتّب قوى الأحماض والقواعد بحسب ثابت تأينها.

معالم الوحدة

- اكتشاف بنفسك: تأثير الأطعمة بصودا الخبز
- ارتباط الكيمياء بالكب: الكيمياء تنقذ الكتب المفتحة
- علاقة الكيمياء بالحياة اليومية: كُن حذرًا عند استعمال المبيض!
- ارتباط الكيمياء بالصحة: تأكل الأسنان الكيمياء في خدمة البيئة: المطر الحمضي

يتناولونها تحتوي في تركيبها على واحد أو أكثر من الأحماض. عندما ننظر إلى هذه الأحماض، نجد أنّها ذات مصدر نباتي أو حيواني وتسمّى أحماضًا عضوية، وتستخدم لأغراض غذائية. وضّح للطلاب أيضًا أنّ هنالك أنواعًا أخرى من الأحماض تسمّى معدنية وهي سامة وحارقة للجلد، وتُستخدم لأغراض صناعية. فسّر للطلاب أنّ الأحماض العضوية تنتشر في عدّة فواكه وتواجد في تركيزات مختلفة. تعطي هذه الأحماض المواد الغذائية وبخاصة الفواكه والخضار الطعم الحمضي.

أشر إلى الطلاب أنّه على الرغم من احتواء الفواكه والخضار على الكثير من الأحماض العضوية إلّا أنّ أحد هذه الأحماض يكون هو السائد على الأغلب حتّى أنّ تسمية بعض الأحماض ملازمة لبعض أنواع الفواكه. مثال على ذلك، حمض الستريك في ثمار الحمضيات، أو حمض الطرطريك في العنب، وحمض الماليك في التفاح، وهذه الأحماض الثلاثة هي أكثر الأحماض العضوية انتشارًا في الفواكه والخضار.

اكتشف بنفسك

وزّع الطلاب في أربع أو خمس مجموعات لكي ينفذوا النشاط في افتتاحية الوحدة في كتاب الطالب ص 12. دع الطلاب يناقشون ملاحظاتهم بعد أن توزّع صودا الخبز على كلّ قطعة.

أشر إلى العلاقة بين درجة الفوران الملاحظة على سطح الفواكه والخضار ودرجة الحموضة المتوفرة فيها.

الأهداف المعرفية

أتوقع أن يكون الطالب قادرًا على أن:

1. يحدّد المفردات والعبارات الكيميائية التالية:

حمض، قاعدة، حمض ثنائي، حمض أكسجيني، حمض قوي، حمض ضعيف، قاعدة قوية، قاعدة ضعيفة، التأين الذاتي للماء، الأس الهيدروجيني pH، محلول متعادل، ثابت تأين الماء، دليل، حمض أحادي البروتون، حمض ثنائي البروتون، حمض ثلاثي البروتون، نظرية أرهينيوس، نظرية برونستد - لوري، نظرية لويس، حمض مرافق، قاعدة مرافقة، مستقبل بروتون، معطي بروتون، مستقبل زوج إلكترونات، معطي زوج إلكترونات أو أكثر، ثابت تأين الحمض، ثابت تأين القاعدة.

2. يتعرّف المفاهيم العلمية التالية:

التمييز بين خواصّ الأحماض وخواصّ القواعد وإعطاء أمثلة حياتية على موادّ حمضية وقاعدية. تعريف الأحماض والقواعد تبعًا للنظريات الثلاث: أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس. تعريف التأين الذاتي للماء وثابت تأين الماء K_w الذي يساوي 1×10^{-14} عند درجة 25°C .

تحديد طبيعة محلول ما، أي إذا كان حمضيًا أو قاعديًا أو متعادلًا تبعًا لنسبة تركيزات H_3O^+ و OH^- أو تبعًا للأس الهيدروجيني. تعريف الأدلة واختصارها (HIn) على أنها حمض أو قاعدة يحدث له تأين في مدى pH معلوم من خلال تغيير لونه. التمييز بين الأحماض أحادية البروتون وثنائية البروتون وثلاثية البروتون.

تعريف الأحماض القوية والضعيفة والقواعد القوية والضعيفة تبعًا لدرجة تأينها، وتعريف ثابت تأين الحمض وثابت تأين القاعدة.

3. يعطي أمثلة على التطبيقات العملية الحياتية لمفاهيم هذه الوحدة

ويفسرها، من مثل:

استخدام بعض الأحماض والقواعد كموادّ منظّفة. تعادل الحمض الموجود في الكتب ينقذها من التحلل الحمضي. حمض اللاكتيك هو حمض ضعيف مسؤول عن تآكل الأسنان. المطر الحمضي يسبّب اختفاء التفاصيل المنقوشة على الحجارة ويعرّض الحياة البيئية والحيوانية للخطر.

الأهداف المهارية

أتوقع أن يكتسب الطالب المهارات التالية:

- استخلاص بداية اسم الحمض ونهايته بناءً على نهاية اسم الأنيون في حالة الحمض الثنائي وبناءً على عدد التأكسد للعنصر اللافلزي في الحمض الأكسجيني.
- تحويل تركيزات كاتيون الهيدرونيوم إلى قيم الأس الهيدروجيني.
- تحويل تركيزات أنيون الهيدروكسيد إلى قيم الأس الهيدروجيني.
- حساب تركيزات كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الهيدروكسيد من خلال قيم الأس الهيدروجيني أو الأس الهيدروكسيدي.
- استخدام جهاز قياس الأس الهيدروجيني.
- تحديد زوج الحمض القاعدة المرافق لتفاعل ما بناءً على نظرية برونستد - لوري.
- كتابة معادلات تأين الأحماض والقواعد في الماء.
- حساب ثوابت التأين للأحماض والقواعد.

الأهداف الانفعالية

أتوقع أن يكتسب الطالب:

1. الاتجاهات التالية:

- الاتجاه نحو الدقة في حل مشكلة أو ظاهرة ما بناءً على مفهومها العلمي.
- الاتجاه نحو إجراء التجارب لتوضيح بعض الحقائق العلمية وإثباتها.

2. الميول العلمية المناسبة التالية:

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

3. أوجه التقدير التالية:

- الأهمية الاقتصادية لبعض الموادّ، وتأثيراتها على الصحة العامة والبيئة.
- جهود العلماء عامة، وعلماء الكيمياء خاصة، وإسهاماتهم.

- دروس الفصل**
- الدرس الأول
 - وصف الأحماض والقواعد
 - الدرس الثاني
 - تسمية الأحماض والقواعد
 - الدرس الثالث
 - كاتيونات الهيدروجين والحموضة
 - الدرس الرابع
 - قوة الأحماض والقواعد

قد تتفاجأ عندما تدرك مدى توافر المركبات الحمضية أو القاعدية في المأكولات، كالخل وعصير الفواكه الحمضية (الليمون الحامض والعنب والتفاح)، وفي السوائل كالحليب والمشروبات الغازية. يرغب الناس على اختلاف أعمارهم في تناول الحلوى على الرغم من إدراكهم آثارها الجانبية، كتسوس الأسنان الناتج عن تكاثر الجراثيم التي تنتج أحماضاً تؤثر في ذوبانية مينا الأسنان. مثال آخر على الأحماض هي عملية هضم البروتينات الموجودة في اللحم، والتي تبدأ في المعدة بعد أن تفرز مادة حمضية فيها. وتكثر الأمثلة على القواعد في حياتنا اليومية، ومنها القهوة التي تحتوي على مادة قاعدية تُسمى الكافيين، بالإضافة إلى صودا الخبز التي يتناولها البعض في حال ارتفاع مستوى الحموضة في معدتهم. كما أن الصابون، أكثر المواد القاعدية شيوعاً، والانزيمات خاضعة تتميز بها القواعد.



96

الأحماض والقواعد

دروس الفصل

الدرس 1-1: وصف الأحماض والقواعد

الدرس 2-1: تسمية الأحماض والقواعد

الدرس 3-1: كاتيونات الهيدروجين والحموضة

الدرس 4-1: قوة الأحماض والقواعد

في هذا الفصل، سيكتشف الطلاب أن تعرف خواص الأحماض والقواعد غير كافٍ لدراسة محاليلها واستنباط معلومات متعلقة بها أو بتفاعلاتها الكيميائية. توالى بعد ذلك عدّة نظريات أعطت تعريفات مختلفة ومتفاوتة للأحماض والقواعد. سيتعرف الطلاب في هذا الفصل هذه النظريات ومنها نظريات أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس. من هنا، يبدأ التركيز على كاتيونات الهيدروجين وأنيونات الهيدروكسيد، وذلك من خلال عملية التأين الذاتي للماء، ثم ربط تركيزات كاتيونات الهيدروجين وأنيونات الهيدروكسيد بثابت التأين للماء K_w وقيم الأس الهيدروجيني، مع الإشارة إلى أن قيم الأس الهيدروجيني يمكن إيجادها من خلال جهاز قياس الأس الهيدروجيني.

في هذا الفصل، سيتعرف الطلاب أنواعاً مختلفة من الأدلة وسيدرسون أنها حمض أو قاعدة يحدث لها تأين في مدى pH معلوم، ضيق ومحدود.

سيدرس الطلاب أن الأحماض والقواعد يمكن أن تكون قوية أو ضعيفة تبعاً لدرجة تأينها في الماء. فإذا كانت ضعيفة، تتميز الأحماض والقواعد بثوابت تأين K_a و K_b ، وسيتعلمون أن يحسبوا في محاليل مختلفة.

استخدام الصورة الافتتاحية للفصل

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للفصل ويقرأون الفقرة المرافقة لها.

وضّح للطلاب أن أهمية دراسة كيمياء الأحماض والقواعد تكمن في كونها مواد ذات أهمية كبرى في حياتنا اليومية. أشر إلى الطلاب أن الأحماض والقواعد ترتبط بشؤوننا الحياتية بشكل كبير، حيث تدخل في غذائنا وفي الكثير من المواد التي نستخدمها، كما أنها تتمتع بمكانة مهمة في الصناعة.

خلفية علمية

عملية الهضم

يُعدّ هضم المواد الغذائية التي تتناولها وبخاصة البروتينات وظيفة المعدة الأساسية.

يثير وصول الطعام إلى المعدة حركتها الناتجة عن انقباض عضلاتها، ما يساعد على خلط الكتلة الغذائية المتعجّنة بالعصارة المعدية.

يشكّل حمض الهيدروكلوريك العنصر الأساسي في العصارة المعدية. يساعد حمض المعدة (حمض الهيدروكلوريك) في هضم المواد البروتينية التي تصل إلى المعدة عن طريق كسر جزيئات الطعام الكبيرة إلى وحدات أصغر كما أنه يساعد على تنشيط الأنزيمات الهاضمة.

عندما تتوقف العصارة المعدية في المعدة لثمنزج بالطعام، تقوم المعدة بإفراز المخاط الذي يلتصق بغشائها، فيعادل المخاط الحمض ويمنع تأثيره. يعمل المخاط كحاجز كيميائي يحمي غشاء المعدة وجدرانها من التآكل والهضم.

يتميز المخاط الذي يغلف الخلايا المبطنّة للمعدة بخاصية العجينة حيث تقوم خلايا المخاط، التي تحتوي على مضادات للأنزيمات الهاضمة، بالالتصاق ببعضها البعض التصاقاً وثيقاً مانعة أي مادة هاضمة من تجويف المعدة، أي تآكل جدرانها الداخلية.

وهنا يتجلى إبداع الخالق وعظمته في خلق الإنسان. كلما توغلنا في أسرار خلق الله وعنايته كلما شعرنا بمدى جهلنا وضآلة علمنا:

﴿وَمَا أَوْتِيْتُمْنَ الْعِلْمَ إِلَّا قَلِيلاً﴾ [الإسراء: ٨٥]

﴿فَتَبَارَكَ اللَّهُ أَحْسَنُ الْخَالِقِينَ﴾ [المؤمنون: ١٤]

صفحات الطالب: من ص 97 إلى ص 106

عدد الحصص: 3

الأهداف:

- يعطي تعريفاً للأحماض والقواعد
- يقارن بين الأحماض والقواعد كما تمّ تعريفها في نظريات أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس.
- يعرف زوج الحمض/القاعدة المرافق في تفاعلات الأحماض والقواعد.

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرأون الفقرة المرافقة لها. اسأل الطلاب إن كان لديهم أيّ معلومات حول هكذا كهوف أو كانت في مناطقهم خفافيش كالتي يرونها في الصورة. ثم ناقش معهم سبب ارتداء مستكشفي هكذا كهوف أقنعة أو ألبسة خاصة. دع الطلاب يجيبون عن الأسئلة من خلال معلوماتهم السابقة.

اشرح لهم أنّ الأمونيا الناتجة عن بول الخفافيش موجودة في الكثير من مركّبات التنظيف والأصبغة وأنّه يجب التعامل معها بحذر.

1.2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تمهيداً للدرس، وجّه أسئلة إلى الطلاب حول القواعد والأحماض التي درسوها في السنوات السابقة.

• اذكر خاصية كيميائية للحمض وخاصية للقاعدة. [تفاعل

الأحماض مع الفلزّات لتنتج غاز الهيدروجين وملحاً، بينما تتفاعل القواعد مع الأحماض لتنتج ملحاً وماء.]

• اذكر مثلاً على حمض ومثلاً آخر على قاعدة. [حمض الكبريتيك، هيدروكسيد الصوديوم]

• ما اسم الأيون الذي يميّز الأحماض؟ [كاتيون الهيدروجين]

• ما اسم الأيون الذي يميّز القواعد؟ [أنيون الهيدروكسيد]

اكتب الصيغة الجزيئية لهيدروكسيد الليثيوم وأشر إلى طريقة كتابتها.

[الصيغة الجزيئية لهيدروكسيد الليثيوم هي LiOH . وبما أنّ الرابطة بين

العنصرين هي أيونية، يمكن كتابة هذا المركب على الشكل التالي

$[\text{Li}^+ \text{OH}^-]$

وصف الأحماض والقواعد
Acids and Bases Description

الدرس 1-1

الأهداف العامة

- يعطي تعريفاً للأحماض والقواعد ويصفها.
- يقارن بين الأحماض والقواعد كما تمّ تعريفها في نظريات أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس.
- يعرف زوج الحمض/القاعدة المرافق في تفاعلات الأحماض والقواعد.

شكل (51)
كهف مليء بالخفافيش

يعتقد البعض أنّ الأحماض هي الأكثر شيوعاً في حياتنا اليومية، إذ إنّنا نقع على الكثير منها في الأطعمة والفواكه والخضار والصناعات، لكنّ ذلك غير صحيح. فعلى سبيل المثال، هناك كهف في مدينة تكساس يُسمّى كهف براكن يعيش فيه من 20 إلى 40 مليون خفاش ويُعتبر أكبر مستعمرة للفقاريات في العالم (شكل 51). ويجب على زوّار هذا الكهف أن يرتدوا نظّارات وأجهزة للتنفّس لحمايتهم من غاز الأمونيا الخطير (قاعدة) والذي يتكوّن كناتج ثانوي من بول الخفافيش.

1. الخصائص العامة للأحماض والقواعد

General Properties of Acids and Bases

هل تعلم أنّ الأحماض والقواعد تؤدي دوراً رئيساً في معظم التفاعلات الكيميائية التي تحدث في حياتنا اليومية؟ هل تعلم أيضاً أنّ الكثير من العمليات الصناعية تستخدم الأحماض والقواعد، مثل إعداد الخلّ والمشروبات الغازية والأقراص المضادة للحموضة وصناعة بطاريات السيارات وموادّ التنظيف المنزلية؟ بالإضافة إلى ذلك، يحتاج جسم الإنسان إلى الأحماض والقواعد ليقوم بوظائفه الحيوية على أكمل وجه.

2. علِّم وطِّق

2.2 مناقشة

وضِّح للطلّاب أنّ الأحماض والقواعد تتميزّ بخواصّ عامّة يمكن توضيحها كما يلي:

خواصّ الأحماض: طعمها لاذع (الخلّ)، تتفاعل مع القواعد لتكوّن ملحًا وماء، تغيّر ألوان الأدلّة (ورقة تتّبع الشمس من الأزرق إلى الأحمر)، تتفاعل مع الفلزّات لإنتاج غاز الهيدروجين والمحاليل المائية، هي موصلة للتيار الكهربائي، وتكون إمّا إلكتروليات ضعيفة (حمض الأسيتيك)، إمّا إلكتروليات قوية (حمض الهيدروكلوريك).

2. خواصّ القواعد: ملمسها دهني وطعمها مرّ (صابون)، تتفاعل مع الأحماض لتكوّن ملحًا وماء، تغيّر ألوان الأدلّة (ورقة تتّبع الشمس من الأحمر إلى الأزرق) والمحاليل المائية، هي موصلة للتيار الكهربائي، وتكون إمّا إلكتروليات قوية (هيدروكسيد الصوديوم) إمّا إلكتروليات ضعيفة (الأمونيا في الماء).

دع الطّلاب يتفحّصون الشكل (52) في كتاب الطالب ص 98 الذي يوضّح بعض الموادّ التي تحتوي على أحماض أو قواعد وأن يعطوا أمثلة أخرى على مركّبات أو موادّ تحتوي على قاعدة أو حمض.

[موادّ تحتوي على أحماض: عصير الفواكه الحمضية، موادّ تحتوي على

قواعد: سائل الاستحمام، سائل لتنظيف البالوعات].

2. علِّم وطِّق

2.2 مناقشة

وضِّح للطلّاب أنّ العالم أرهينيوس استطاع تطوير نظرية تتعلّق بتعريف المحاليل الإلكتروليتية وتتضمّن الأحماض والقواعد. تتلخّص هذه النظرية بما يلي: عند إذابة الإلكتروليت في الماء، تتأين جزيئات الإلكتروليت إلى أيونات.

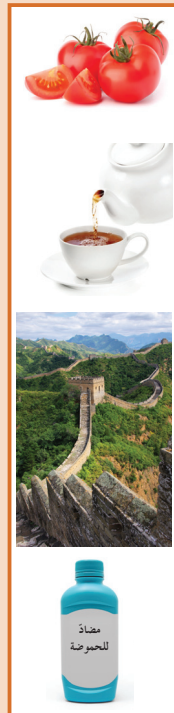
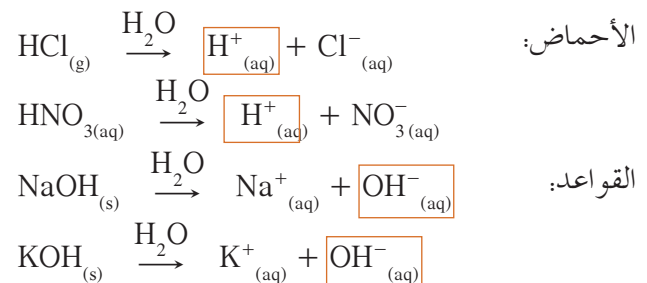
تتحرك الأيونات في المحلول وتجعل ذلك المحلول موصلاً للتيار الكهربائي.

بناء على هذه النظرية، عرّف أرهينيوس الحمض والقاعدة كما يلي:

• يُعتبر حمضاً المركّب الذي يتأين في الماء وينتج كاتيونات الهيدروجين H^+ .

• يُعتبر قاعدة المركّب الذي يتأين في الماء وينتج أنيونات الهيدروكسيد OH^- .

أعطِ الطّلاب بعض أمثلة لتوضّح لهم نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد.



شكل (52)
تحتوي جميع هذه المنتجات على الأحماض أو القواعد أو تنتج أحماضاً أو قواعد عند ذوبانها في الماء. فحمض الطماطم على حمض الأسكوربيك ويحتوي الشاي على حمض التانيك. أمّا هيدروكسيد الكالسيوم، وهو قاعدة، فيعتبر أحد مكونات مواد البناء التي استُخدمت في بناء سور الصين العظيم. وتستخدم مضادات الحموضة أنواع مختلفة من القواعد لمعادلة زيادة حموضة المعدة.

يوضّح الشكل (52) بعض الاستخدامات والمواد التي تحتوي على الأحماض والقواعد. يحتوي الكثير من الأصناف الشائعة والمعروفة من المركّبات على أحماض. وللأحماض خواصّ مميزة قد تكون تعرّفت عليها مسبقاً. تعطي المركّبات الحمضية للطعام طعماً لاذعاً، على سبيل المثال، يحتوي الخلّ على حمض الأسيتيك، والليمون الحامض يجعل فم الإنسان يفيض عند تذوّقه لأنّه يحتوي على حمض الستريك. تحتوي المحاليل المائية للأحماض على الكتروليتات، وبذلك توصل التيار الكهربائي كما سبق أن تعلّمت عن المحاليل الإلكتروليتية. وتكون إلكتروليات بعض محاليل الأحماض قوية وأخرى ضعيفة، كما أنّها تغيّر ألوان بعض الصبغات الكيميائية المعروفة بالأدلة. يتفاعل الكثير من الفلزّات مثل الخارصين والمغنيسيوم مع المحاليل المائية للأحماض لتعطي غاز الهيدروجين وتتفاعل أيضاً مع القواعد لتكوين ماء وملح. يُستخدم حليب المغنيسيا (معلّق من هيدروكسيد المغنيسيوم في الماء)، وهو قاعدة، لمعالجة زيادة حموضة المعدة. إنّ طعم المحاليل المائية للقواعد مرّ وملمسها زلق، وهي مثل الأحماض تغيّر لون بعض الأدلة ويمكن أن تكون محاليلها إلكتروليات قوية أو ضعيفة.

2. أحماض وقواعد أرهينيوس

Arrhenius Acids and Bases

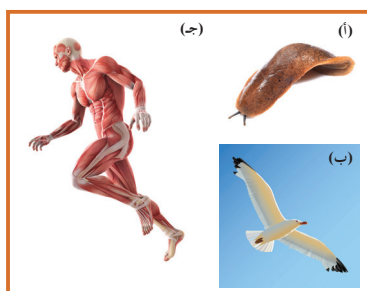
تعرّفت سابقاً خواص كلّ من الحمض والقاعدة. وعلى الرغم من أنّ الكيميائيين قد أدركوا خواصّ هاتين المجموعتين من المركّبات وسلوكها وتعرّفوها منذ سنوات عديدة، إلّا أنّهم لم يستطيعوا تفسير النظرية الكيميائية لهذا السلوك. وفي العام 1887، اقترح الكيميائي السويدي سفانت أرهينيوس Svante Arrhenius (1859 – 1927) طريقة مبتكرة لتعريف سلوك الأحماض والقواعد وتفسيرها. تنصّ نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد Arrhenius Acid–Base Theory على أنّ الأحماض هي مركّبات تحتوي على هيدروجين وتتأين لتعطي كاتيونات الهيدروجين H^+ في المحلول المائي. والقواعد هي المركّبات التي تتأين لتعطي أنيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول المائي.

98

الاسم	الصيغة
حمض الهيدروكلوريك	HCl
حمض النيتريك	HNO ₃
حمض الكبريتيك	H ₂ SO ₄
حمض الفوسفوريك	H ₃ PO ₄
حمض الأسيتيك	CH ₃ COOH
حمض الكربونيك	H ₂ CO ₃

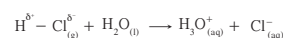
جدول (4)
بعض الأحماض الشائعة

يوضّح الجدول (4) بعض الأحماض الشائعة. تعرف الأحماض التي تحتوي على ذرّة هيدروجين واحدة قابلة للتأين أحماض أحادية البروتون Monoprotic Acids (كحمض النيتريك HNO₃ والأحماض التي تحتوي على ذرّتي هيدروجين قابلتين للتأين أحماض ثنائية البروتون Diprotic Acids (كحمض الكبريتيك H₂SO₄) والأحماض التي تحتوي على ثلاث ذرّات هيدروجين قابلة للتأين أحماض ثلاثية البروتون Triprotic Acids (كحمض الفوسفوريك H₃PO₄). (شكل 53).



شكل (53)
(أ) تفرز الرخويات البحرية حمض ثنائي البروتون H₂SO₄ للدفاع عن نفسها. (ب) تنج الطيور البحرية خليطاً حمضياً من زيوت السمك نصف المهضومة ذات رائحة كريهة لإبعاد أعدائها. (ج) يئس حمض اللاكتيك في عضلات الجسم خلال المارين الطويل.

لا يُعتبر كلّ المركّبات التي تحتوي على ذرّة الهيدروجين أحماضاً. وليس من الضروري أن تتأين ذرّات الهيدروجين كلّها في حمض ما، إلّا إذا كانت تُكوّن رابطة قطبية مع ذرّة ذات سالبية كهربائية عالية. وعندما يذوب مركّب يحتوي على مثل هذه الروابط في الماء، ترتبط كاتيونات الهيدروجين التي تنتج منه بجزيئات الماء، مكوّنة كاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ ، ما يؤدي إلى ثباتها. مثال على ذلك جزيء غاز كلوريد الهيدروجين.



وعلى العكس، فإنّ ذرّات الهيدروجين الأربع في مركّب الميثان CH₄ مرتبطة بذرّة الكربون C – H بروابط قطبية ضعيفة. بالتالي، لا يحتوي الميثان على ذرّات هيدروجين قابلة للتأين، لذلك، لا يُعتبر حمضاً.

99

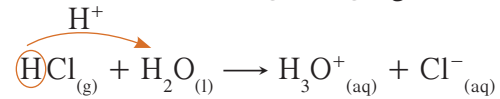
وضَّح للطلّاب أن أرهينوس وجد بتطبيق نظريته أن ثابت التأيّن للفاعل هو مقياس مباشر لقوّة الحمض أو القاعدة. في حالة المحاليل الحمضية، كلّما زاد ثابت التأيّن، زاد تركيز كاتيون الهيدروجين وزادت قوّة الحمض.

وفي حالة المحاليل القاعدية، كلّما زاد ثابت التأيّن، زاد تركيز أنيون الهيدروكسيد وزادت قوّة القاعدة.

وضَّح للطلّاب أن هذه النظرية لا تعرّف الأحماض والقواعد كلّها، فقد اقتصرّت على المحاليل المائية للمركّبات التي تحتوي على كاتيونات الهيدروجين وأنيونات الهيدروكسيد فحسب وتنتجها. ولم تتطرّق نظرية أرهينوس أيضًا إلى المركّبات التي لها خواصّ حمضية أو قاعدية، والأملاح التي لا تكون محاليل متعادلة من مثل كلوريد الأمونيوم وأسيّات الصوديوم.

2.2 مناقشة

ذكر الطّلاب بأن كاتيون الهيدروجين H^+ هو بروتون ولا يمكنه أن يتواجد لوحده في الطبيعة، لذلك يكوّن رابطة مع ذرّة أكسجين جزئيء الماء ليكوّن كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ . يمكن أن توضّح المعادلة التالية التفاعل بين حمض الهيدروكلوريك والماء.

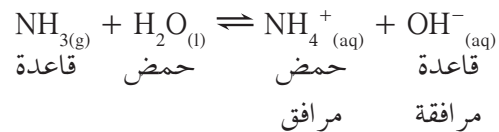
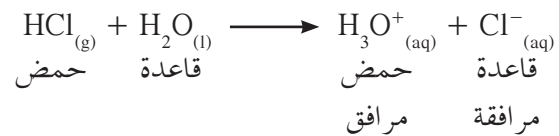


وضَّح للطلّاب أن برونستد ولوري انطلقا من هذا التفاعل ليينيا نظرية جديدة تسمح بتعريف الأحماض والقواعد على الشكل التالي:

- الحمض هو المادّة التي تعطي بروتوناً (H^+) في المحلول.
- القاعدة هي المادّة التي تكتسب بروتوناً (H^+) في المحلول.

وضَّح للطلّاب أن حمض الهيدروكلوريك هو الحمض في هذا التفاعل والماء هو القاعدة.

فسّر إلى الطّلاب أن نظرية برونستد - لوري سمحت بتفسير إنتاج الأحماض والقواعد المرافقة. مثال على ذلك:



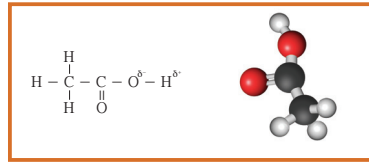
3.2 مناقشة

وضَّح للطلّاب أن تعاريف لويس للأحماض والقواعد تختلف عن تعاريف أرهينوس وبرونستد - لوري. اعتمد لويس على أزواج الإلكترونات الحرة بدلاً من البروتون.

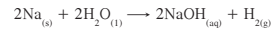
أشّر إلى الطّلاب أن حمض لويس هو المادّة التي يمكن أن تستقبل زوجًا من الإلكترونات الحرة لتكوّن مع القاعدة المانحة لها رابطة تساهمية. أمّا القاعدة فهي الجزيئات والأيونات والشقوق التي لها القدرة على إعطاء زوج من الإلكترونات الحرة لتكوين رابطة تساهمية مع جزيئات أخرى تسمّى الحمض.

وضَّح إلى الطّلاب أنه ليس من الضروري أن يحتوي حمض لويس على عنصر الهيدروجين.

لكنّ حمض الأسيتك CH_3COOH المستخدم في تصنيع البلاستيك والموادّ الكيميائية المستخدمة في التصوير يختلف عن الميثان. فعلى الرغم من أنّه يحتوي على أربع ذرّات هيدروجين مثل الميثان، يُعتبر هذا الحمض حمضًا أحادي البروتون، وتوضّح الصيغة التركيبية للحمض السبب في ذلك (شكل 54).



يوضّح الجدول (5) بعض القواعد الشائعة، وقد يكون هيدروكسيد الصوديوم NaOH أكثر القواعد شيوعًا. ينتج هذا المركّب من خلال تفاعل الصوديوم مع الماء، كما يتضح في المعادلة التالية:

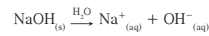


ونظرًا لفعالية بعض القواعد في إزالة الأوساخ، يُستخدم هيدروكسيد الصوديوم في تحضير المنتجات المنزلية المستخدمة لإزالة سدد البالوعات وتنظيفها.

الاسم	الصيغة	الذوبانية في الماء
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH	عالية
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH	عالية
هيدروكسيد الكالسيوم	Ca(OH) ₂	منخفضة جدًا
هيدروكسيد المغنيسيوم	Mg(OH) ₂	منخفضة جدًا

جدول (5)
بعض القواعد الشائعة

يتفاعل فلزّ البوتاسيوم مع الماء ليكوّن هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، ويُعدّ كلّ من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم موادّ صلبة أيونية. ماذا يحدث للأيونات في هذه المركّبات عندما تذوب في الماء؟



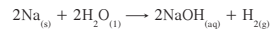
100

فقرة إثرائية

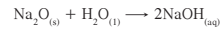
ارتباط الليثيوم بالثّوب

الكيمياء نقد الكتب المفتحة
تحلّل الكتب المطبوعة منذ منتصف القرن التاسع عشر ببطء وهي على رفوف المكتبات، وبصبح ورقها رقيقًا للغاية وتفتّت بسهولة عند لمسها. يعود السبب في ذلك إلى حمضية الورق الناجمة عن غمره في العصور الماضية في محلول الشبّ (كبريتات الألمنيوم). لقد كان الشبّ يُستخدم منذ 150 عامًا لمنع الجبر من الانتداد (البقع) على الورق. لذا تعاون الكيميائيون في جميع أنحاء العالم مع لوقف التحلل الحمضي للكتب. تتم إحدى هذه الطرق في حجرة مفرغة من الهواء وتكن في إزالة الحمضية الكلية بعد سحب الهواء من الحجرة وإزالة معظم الرطوبة من الكتب ثم يتم إدخال غاز ثاني أكسيد الكربون لتبغّل هذا الغاز في الصفحات المغلفة للكتب وتعادل تمامًا أي حمض موجود فيها.

يُعتبر كلّ من الصوديوم والبوتاسيوم من عناصر المجموعة 1A وهي عناصر الفلزّات القلوية التي تتفاعل مع الماء لتكوين محاليل قاعدية.



وتتفاعل أيضًا أكاسيد الفلزّات مع الماء لتكوين محاليل قاعدية:



ويذوب كلّ من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم بشدّة في الماء، لذلك يمكن تحضير المحاليل المركّزة من هذه المركّبات بسهولة. تسبّب تلك المحاليل القاعدية، نظرًا إلى خواصّها الكاوية، ألمًا شديدًا وتآكلًا للجلد، ولا يلتئم الجرح الذي تسبّبه بسرعة. لذلك، يجب غسلها وإزالتها عن الجلد بالماء في حال لمسها أو انسكابها.

أمّا هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ وهيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ فهما من هيدروكسيدات فلزّات المجموعة 2A. لا تذوب هذه الهيدروكسيدات بسهولة في الماء. بالتالي، فإنّ محاليلها تكون دائمًا مخفّفة جدًا ويكون تركيز أيون الهيدروكسيد في مثل هذه المحاليل منخفضًا. ويحتوي المحلول المشبّع بهيدروكسيد الكالسيوم على 0.175 g من هذا المركّب فقط لكلّ 100 g من الماء. ويُعدّ هيدروكسيد المغنيسيوم أقلّ ذوبانية من هيدروكسيد الكالسيوم إذ يحتوي المحلول المشبّع على 0.0009 g من هذا المركّب فقط لكلّ 100 g من الماء. وتحتوي معلقات هيدروكسيد المغنيسيوم في الماء على تركيزات منخفضة من أيون الهيدروكسيد.

3. أحماض وقواعد برونستد - لوري

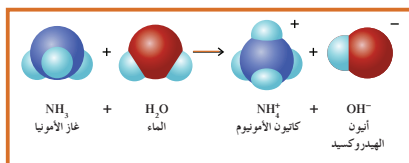
Brønsted-Lowry Acids and Bases

لم تكن نظرية أرهينوس للأحماض والقواعد شاملة بقدر ما تمكّنت من تقديم عدّة تفسيرات لكثير من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية. فهي لا تتضمن المركّبات التي لها خواصّ حمضية أو قاعدية، كما أنّها فشلت في تقديم الإجابة عن تساؤلات عديدة أهمّها:

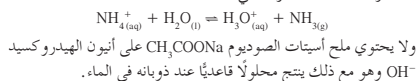
- نظرية أرهينوس محصورة بالمحاليل المائية، إذ إنّها لم تعط أيّ تفسير لحالة المحاليل غير المائية ولم تعالجها.
- بعض المركّبات لا تحتوي على مجموعات الهيدروكسيد وعند ذوبانها في الماء مثل الأمونيا NH_3 تنتج محاليل مائية قاعدية كما هو موضّح في الشكل (55).

101

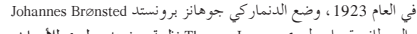
شكل (55)
تدرب الأمونيا في الماء لتكون كاتيونات
أمونيوم وأنيونات هيدروكسيد. وفي هذا
الفاعل، يعطي الماء كاتيون هيدروجين لحريء
الأمونيا. لماذا لا تُصنّف الأمونيا كقاعدة تبعاً
لتعريف أرهينيوس؟



• بعض الأملاح لا تكون محاليل متعادلة عند إذابتها في الماء. ولم
تعدّ نظرية أرهينيوس أيّ تفسير لذلك. على سبيل المثال، لا يحتوي
كلوريد الأمونيوم NH_4Cl على كاتيونات الهيدروجين H^+ ولكنه ينتج
محلولاً حمضياً عند ذوبانه في الماء.



ولا يحتوي ملح أسيتات الصوديوم CH_3COONa على أيون الهيدروكسيد
 OH^- وهو مع ذلك ينتج محلولاً قاعدياً عند ذوبانه في الماء.



في العام 1923، وضع الدنماركي جوهانز برونستد
والبريطاني توماس لوري Thomas Lowry نظرية برونستد - لوري للأحماض

والقواعد Brønsted - Lowry's Acid-Base Theory التي تصنّف

الأحماض والقواعد بحسب قدرتها على إعطاء بروتونات أو استقبالها.

الحمض هو المادة (جزء أو أيون) التي تعطي كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في

المحلول وتُسمى معطي بروتون Proton Donor. والقاعدة هي المادة (جزء

أو أيون) التي تستقبل كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول وتُسمى مستقبل

بروتون Proton Acceptor.

بناءً على هذه النظرية، يحدث التفاعل بين حمض وقاعدة من انتقال

البروتون من الحمض واستقبال القاعدة له. وقد اعتمد أرهينيوس على

نظريته ليزيل أيّ احتمال لمشاركة المذيب (الماء) في عملية التفتك.

أمّا نظرية برونستد - لوري، فتؤكد مشاركة المذيب في تلك العملية،

كما هو موضح في الشكل (56)، حيث إنّ كاتيونات الهيدرونيوم تنتج

عن التفاعل بين غاز كلوريد الهيدروجين والماء.

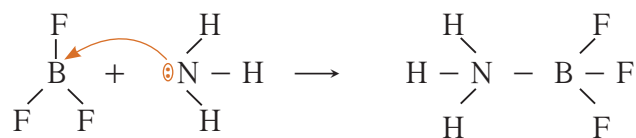


شكل (56)

حمض الهيدروكلوريك الذي يتواجد في المختبر المدرسي هو في الحقيقة محلول مائي لكلوريد
الهيدروجين بحيث يكون الهيدروجين كاتيونات الهيدرونيوم في المحلول المائي.

102

أشّر أيضاً إلى أن أيّ مركّب تحتوي ذرّته المركزية على ثلاثة
إلكترونات تكافؤ (مثل البورون B والألمنيوم Al) يسلك سلوك
أحماض لويس مثل كلوريد الألمنيوم AlCl_3 وفلوريد البورون BF_3 .
وضّح للطلّاب أن الكاتيونات تمثّل أحماض لويس مثل NH_4^+ .
وأشّر إلى أن الأنيون هو قاعدة لويس كما المركّبات التي تحتوي
على النيتروجين مثل الأمونيا NH_3 .
اكتب على السبّورة المعادلة التالية:



أشّر أيضاً إلى أن أحماض برونستد - لوري هي أحماض لويس وأن
قواعد برونستد - لوري هي قواعد لويس.
وضّح للطلّاب أنّ هناك نقاطاً أساسية تميّز نظرية لويس للأحماض
والقواعد.

• تعريف لويس هو الأشمل والأوسع.

• تفاعل حمض وقاعدة لويس يؤدّي إلى تكوين رابطة واحدة أو
أكثر من الروابط التساهمية بين معطي أزواج الإلكترونات الحرّة
(قاعدة) ومستقبلها (حمض).

أرسم على السبّورة الجدول التالي واطلب إلى الطّلاب أن يتبادلوا
الأدوار لملء الفراغ في الجدول التالي:

الطعم	الأحماض	القواعد
المتفاعل مع تبايع الشمس	يتغيّر لون تبايع الشمس من الأزرق إلى الأحمر	متز
تفاعل الأحماض والقواعد بعضها مع بعض	تنتج ملحاً وماء	تنتج ملحاً وماء
توصيل التيار الكهربائي في المحاليل المائية	موصلة للتيار الكهربائي وتشكّل إلكتروليات قوية أو ضعيفة.	موصلة للتيار الكهربائي وتشكّل إلكتروليات قوية أو ضعيفة.

3. قيّم وتوسّع

3. 1 تقييم استيعاب الطّلاب للدرس

لتقييم استيعاب الطّلاب للدرس، توجّه إليهم بالأسئلة التالية:

- ما هي أهمّ النظريات التي تناولت الأحماض والقواعد؟ [نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري ونظرية لويس.]
- ما هي أهمّ ميزات نظرية أرهينيوس؟

[— توصل محاليل الأحماض والقواعد التيار الكهربائي وتنتج أيونات.

— يزيد حمض أرهينيوس تركيز كاتيون الهيدروجين H^+ في المحلول المائي.

— تزيد قاعدة أرهينيوس تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- في المحلول

المائي.]

يُعتبر HCl الحمض في هذه المعادلة لأنه يفقد البروتون H^+ ، في حين أنّ
الماء يُعتبر القاعدة لأنه يستقبل البروتون H^+ .

طبقاً لتعريف الحمض والقاعدة في نظرية برونستد - لوري، نجد أنّه

عندما يفقد الحمض بروتونه (H^+)، يتحوّل إلى قاعدة مرافقة Conjugate Base

وعندما تستقبل القاعدة البروتون الذي فقده الحمض في هذا التفاعل تصبح حمضاً

مرافقاً Conjugate Acid.

بناءً على نظرية برونستد - لوري، نجد أنّ كلّ حمض يُرافق بقاعدة وكل قاعدة تُرافق

بحمض، يُسمّيان زوج الحمض/القاعدة المرافقة Conjugate Acid/Base Pair

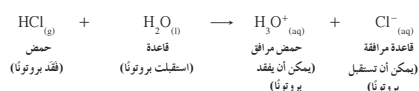
(جدول 6).

حمض	قاعدة
HCl	Cl^-
H_3O^+	H_2O
H_2SO_4	HSO_4^-
HSO_4^-	SO_4^{2-}
CH_3COOH	CH_3COO^-
H_2CO_3	HCO_3^-
HCO_3^-	CO_3^{2-}
NH_4^+	NH_3
H_2O	OH^-

جدول (6)

أمثلة على أزواج الحمض/القاعدة المرافقة

توضّح المعادلة التالية هذه النظرية:

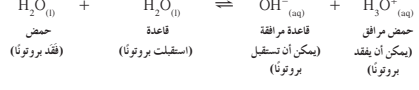


حمض (فقد بروتوناً) قاعدة (استقبلت بروتوناً) حمض مرافق (يمكن أن يفقد بروتوناً) قاعدة مرافقة (يمكن أن تستقبل بروتوناً)

في ضوء نظرية برونستد - لوري، أصبح تفسير تفتك الماء ممكناً. تمتاز

جزيئات الماء بتصرّف بعضها كحمض والبعض الآخر كقاعدة، لذلك

يكون للماء سلوك متردد.



حمض (فقد بروتوناً) قاعدة (استقبلت بروتوناً) حمض مرافق (يمكن أن يفقد بروتوناً) قاعدة مرافقة (يمكن أن تستقبل بروتوناً)

103

• أين الخل في نظرية أرهينيوس؟ [اعتبر أرهينيوس أن المواد المحتوية على كاتيونات الهيدروجين هي وحدها أحماض، وهذا غير صحيح. كما أنه اعتبر أن المواد المحتوية على أنيون الهيدروكسيد هي وحدها قواعد، وهذا غير صحيح. ولم يأخذ بعين الاعتبار أن بعض المواد تسلك سلوك الأحماض والقواعد من دون أن تكون في المحلول المائي.]

• ما هي نظرية برونستد - لوري للأحماض والقواعد؟ [تركز نظرية برونستد - لوري على تبادل البروتون بين الحمض والقاعدة. الحمض هو معطي البروتون والقاعدة هي التي تستقبله.]

• قارن بين نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري. [تعتبر أحماض أرهينيوس مثل أحماض برونستد - لوري: تنتج أحماض أرهينيوس H^+ في الماء وأحماض برونستد - لوري هي معطية لبروتونات (H^+) .

قواعد أرهينيوس ليست مثل قواعد برونستد - لوري: تنتج قواعد أرهينيوس OH^- في الماء في حين أن قواعد برونستد - لوري هي مستقبلية لبروتونات (H^+) .

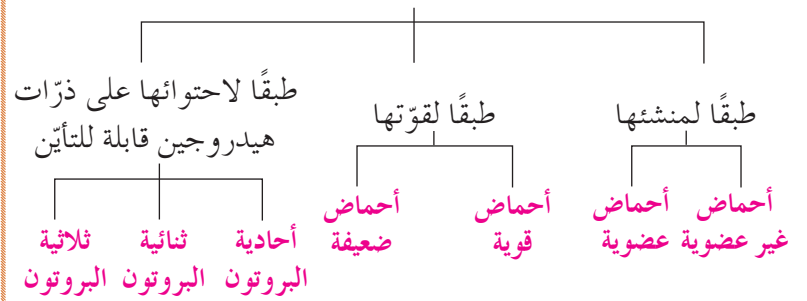
• ما هي نظرية لويس للأحماض والقواعد؟ [تركز نظرية لويس على مشاركة زوج من الإلكترونات الحرة من القاعدة إلى الحمض لتكوين رابطة تساهمية (تناسقية).]

2.3 إعادة التعليم

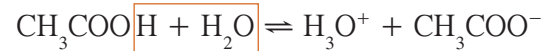
ذكر الطلاب بأن الأحماض والقواعد تتواجد بشكل كبير في حياتنا اليومية، فالفواكه الحمضية (الليمون والحامض والجريب فروت...) تحتوي على حمض الستريك والطماطم تحتوي على حمض الأوكساليك.

ارسم على السبورة خريطة المفاهيم التالية وأكملها مع الطلاب:

تُقسّم الأحماض إلى مجموعات طبقاً لخواص مختلفة



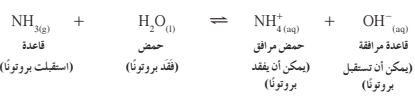
اكتب على السبورة المعادلة التالية:



أشر إلى الطلاب أن المركب العضوي الذي يحتوي على مجموعة كربوكسيل (أي حمض الأستيك) هو الحمض في هذا التفاعل (بناء على نظرية أرهينيوس وبرونستد - لوري). توجه إليهم بالسؤالين التاليين:

• ما هو دور جزيء الماء في هذا التفاعل؟ علّل. [في خلال هذا التفاعل، يعطي حمض الأستيك بروتوناً يستقبله جزيء الماء. تبعاً لنظرية برونستد - لوري، يكون الماء هو القاعدة في هذا التفاعل.]

شكل تعريف القاعدة الفرق الرئيس بين نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري. فقد أعطت نظرية برونستد - لوري تفسيراً لقاعدية مركبات كثيرة لا تحتوي على أنيونات الهيدروكسيد OH^- بينما أهملت نظرية أرهينيوس هذه المركبات.

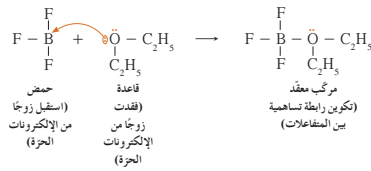


4. أحماض وقواعد لويس Lewis Acids and Bases

عالج الكيميائي الأمريكي جلبرت لويس Gilbert Lewis موضوع الحمض والقاعدة بطريقة مختلفة تماماً عن تلك التي اتبعها كل من أرهينيوس وبرونستد - لوري.

أعطى العالم لويس تعريفات جديدة تعتمد على مشاركة زوج من الإلكترونات الحرة بدلاً من البروتون. تنص نظرية لويس للأحماض والقواعد Lewis Acid-Base Theory على أن القاعدة هي الجزيئات أو الأيونات التي لها قدرة على إعطاء زوج من الإلكترونات الحرة Electron-Pair Donor لتكوّن رابطة تساهمية مع جزيئات أخرى تُسمّى الحمض. والحمض هو المادة التي لها القدرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة Electron-Pair Acceptor (من أي قاعدة) لتكوّن معها رابطة تساهمية.

تفاعل قاعدة لويس مع حمض لويس على النحو التالي: حمض + قاعدة → مركب معقد (متراكب) مثال على ذلك، يتفاعل ثنائي إيثيل إثير مع ثلاثي فلوريد البورون لإنتاج ثلاثي فلوريد البورون الإثيري كما توضّح المعادلة التالية:



104

تمتاز قواعد لويس كلّها بوجود خاصية رئيسة مشتركة بينها، فهي تمتلك زوجاً أو أكثر من الإلكترونات الحرة (غير المرتبطة). وتمتاز أحماض لويس أيضاً بخاصية مشتركة بينها، بحيث تستطيع هذه الأحماض أن تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات.

بمّ تمتاز نظرية لويس عن نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري؟ استخدم لويس مفهوماً أكثر عمومية بالنسبة إلى الحمض. فاعتبر أنّ الحمض هو المادة القادرة على أن تستقبل الإلكترونات التي تعطيها القاعدة. واستخدم لويس زوجاً من الإلكترونات الحرة بدلاً من البروتون لتكوين الرابطة التساهمية. لذلك، أضاف تعريف لويس عدداً من المركبات الأخرى التي تُسمّى أحماض لويس (جدول 7).

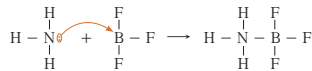
التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	ينتج H^+	تنتج OH^-
برونستد - لوري	يعطي H^+	تستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات	تعطي زوجاً من الإلكترونات

جدول (7)

تعريف الأحماض والقواعد

مثال (1)

عرّف حمض لويس وقاعدة لويس على التفاعل التالي:



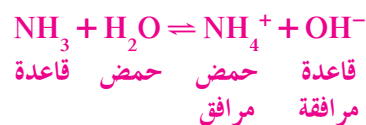
طريقة التفكير في الحل

- حلّ: صنع خطة استراتيجية لحلّ السؤال: تعريف حمض لويس وقاعدة لويس التي تُستخدم لحلّ السؤال مبنية على استقبال زوج من الإلكترونات وإعطائه.
- احسب: طبق الخطة الاستراتيجية لحلّ السؤال: يعطي الأمونيا زوجاً من الإلكترونات ويستقبل ثالث فلوريد البورون هذا الزوج من الإلكترونات. تعطي قاعدة لويس إلكترونات، لذلك، تعمل الأمونيا كقاعدة لويس. أمّا حمض لويس فهو الذي يستقبل زوجاً من الإلكترونات، لذلك، يعمل ثالث فلوريد البورون كحمض لويس.
- قيم: هل النتيجة لها معنى؟ في هذا التفاعل، تتطابق الأمونيا وثالث فلوريد البورون مع تعريفات قاعدة لويس وحمض لويس على الترتيب.

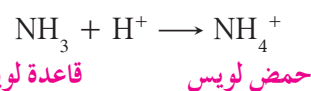
105

هل يمكن أن يكون الماء حمضاً في تفاعل ما؟ نعم، عندما يمنح

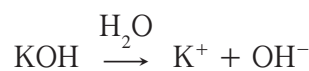
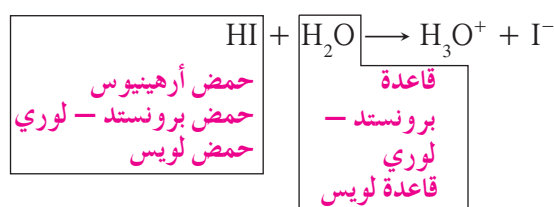
بروتوناً تستقبله قاعدة كما في المعادلة التالية:



اكتب على السبورة المعادلات التالية وحدد مع الطلاب في كل من التفاعلات المتفاعلات التي تنتمي إلى قواعد أو أحماض أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس.



قاعدة برونستد - لوري



قاعدة أرهينيوس

إجابات أسئلة الدرس 1-1

1. (أ) حمض برونستد - لوري هو معطي البروتون H^+ بينما

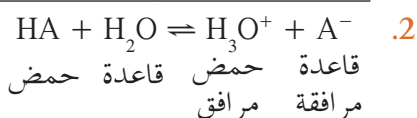
قاعدة برونستد - لوري هي مستقبل البروتون H^+ .

(ب) أنها تعرف بعض المركبات على أنها قواعد على الرغم من

أنها لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد مثل الأمونيا.

(ج)

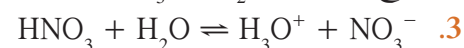
النظرية	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد - لوري	معطي H^+	مستقبل H^+
لويس	مستقبل زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة	معطي زوج من الإلكترونات الحرة



القاعدة المرافقة = صيغة الحمض منقوص منه H^+

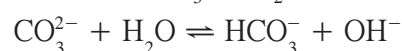
الحمض المرافق = صيغة القاعدة مضاف إليه H^+

الأزواج المرافقة: HA/A^- ، $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$



معطي كاتيون هيدروجين

الأزواج المرافقة: $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$
 $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$



مستقبل كاتيون هيدروجين

أسئلة تطبيقية وحلها

- هل تتوقع أن يكون PCl_3 حمض لويس أم قاعدة لويس في تفاعل كيميائي؟ علّل إجابتك.
الحل: قاعدة لويس لأن لها زوجاً من إلكترونات الحرة يمكنها أن تعطيه.
- عرّف حمض لويس وقاعدة لويس في كل من التفاعلات التالية:
 $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$ (ب) $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ (ل)
الحل:
(ل) حمض لويس، H_2O قاعدة لويس
(ب) حمض لويس، AlCl_3 قاعدة لويس

مراجعة الدرس 1-1

- أجب عما يلي:
(أ) عرّف الأحماض والقواعد وفقاً لنظرية برونستد - لوري.
(ب) ما هي مزايا هذه النظرية؟ عدد خواص بعض المركبات مثل الأمونيا.
(ج) كيف يمكن أن تقارن كلاً من نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري بنظرية لويس للأحماض والقواعد؟
(د) ما هو الزوج المرافق من الحمض والقاعدة؟
(هـ) اكتب معادلات تأين HNO_3 في الماء وتفاعل CO_3^{2-} مع الماء وعرّف في كل معادلة معطي كاتيون الهيدروجين ومستقبل كاتيون الهيدروجين، ثم سمّ أزواج الحمض / القاعدة المرافقة في كل معادلة.
(و) صنف الأحماض التالية كأحماض أحادية البروتون أو ثنائية البروتون أو ثلاثية البروتون. فسر السبب:
 H_2SO_4 (د) HCl (ج) H_3PO_4 (ب) H_2CO_3 (ل)

الأزواج المرافقة: $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$
 $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

4. (أ) ثنائية البروتون: يحتوي الحمض على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين.

(ب) ثلاثية البروتون: يحتوي الحمض على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين.

(ج) أحادية البروتون: لا يحتوي الحمض إلا على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين.

(د) ثنائية البروتون: يحتوي الحمض على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين.

صفحات الطالب: من ص 107 إلى ص 111

عدد الحصص: 1

الأهداف:

• يسمي الحمض أو القاعدة عند إعطائه صيغة كلٍّ منهما الجزيئية.

1. قَدِّم وحفِّز

1. 1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرأون الفقرة المرافقة لها. وضِّح للطلاب أنَّ حمض الفورميك (حمض الميثانويك) يتكوّن في الطبيعة، كما يمكن تصنيعه في المختبرات. وهذا الحمض هو الأكثر شيوعاً في الطبيعة وتفرزه على شكل سائل غدد بعض الحشرات وبخاصّة النمل من فصيلة فورميكا روبا، لذلك أُعطي اسماً شائعاً وهو حمض الفورميك أو النمليك. فسّر للطلاب أنَّ المحاليل المائية للأحماض والقواعد تُعتبر من أهمّ المحاليل لكونها متممّة بأهميّة حيوية بالغة. فالتفاعلات الحيوية التي تحدث داخل أجسامنا تتمّ في وسط حمضي أو قاعدي، وأيّ اختلاف، ولو كان بسيطاً في تركيز الوسط، قد يحدث تغييراً في هذه التفاعلات وقد ينتج عنه اختلال في وظائف الأعضاء.

1. 2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

تمهيداً للدرس، أرسم على السبورة الجدول التالي واطلب إلى الطلاب أن يتعاونوا على إكماله.

الوسط الذي تتواجد فيه الأحماض والقواعد	طبيعة الوسط	اسم الحمض أو القاعدة	الصيغة الجزيئية
الخلّ	حمضي	حمض الأسيتيك (الإيثانويك)	CH_3COOH
بطارية السيارة	حمضي	حمض الكبريتيك	H_2SO_4
عصارة المعدة	حمضي	حمض الهيدروكلوريك	HCl
مضادّ الحموضة	قاعدي	هيدروكسيد المغنيسيوم	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
منظّف الزجاج	قاعدي	هيدروكسيد الأمونيوم	NH_4OH
ماء الكلّس	قاعدي	هيدروكسيد الكالسيوم	$\text{Ca}(\text{OH})_2$

الدرس 1-2 تسمية الأحماض والقواعد Acids and Bases Nomenclature

الهدف العام

• يسمي الحمض أو القاعدة عند إعطائه صيغة كلٍّ منهما الجزيئية.



شكل (57) يفرز بعض أنواع النمل عندما يشعر بالتهديد أو الاضطراب ويفرز مادة تحتوي على حمض الفورميك (HCOOH) لتسبب الألم أو لقتل أعدائها (شكل 57). يهاجم هذا النوع من النمل الإنسان أيضاً ولكن لدغته ليست مميتة، إذ يسبب هذا الحمض قرح في جلد الإنسان كحذ أقصى.

يولدغ بعض أنواع النمل عندما يشعر بالتهديد أو الاضطراب ويفرز مادة تحتوي على حمض الفورميك (HCOOH) لتسبب الألم أو لقتل أعدائها (شكل 57). يهاجم هذا النوع من النمل الإنسان أيضاً ولكن لدغته ليست مميتة، إذ يسبب هذا الحمض قرح في جلد الإنسان كحذ أقصى.

1. الأحماض

تحتوي بعض الأحماض على عنصرين فقط وتعرف أحماض ثنائية (غير أكسجينية) Binary Acids. في حين تحتوي أحماض أخرى على ثلاثة عناصر منها الأكسجين وتسمى أحماض أكسجينية Oxyacids.

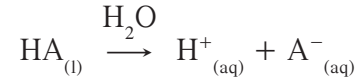
1.1 تسمية الأحماض ثنائية العنصر (غير الأكسجينية)

Nomenclature of Binary Acids (Non Oxyacids)

يتكوّن الحمض ثنائي العنصر من هيدروجين (H) وعنصر آخر (A) أكثر سالبية كهربائية. وتكون تسمية الحمض على الشكل التالي: حمض + هيدرو + اسم العنصر (A) مضافاً إليه المقطع "يك". يوضّح الجدول (8) أمثلة على بعض الأحماض الثنائية وأسماؤها.

1.2 مناقشة

وضّح للطلّاب أنّ الصيغة العامّة للأحماض هي HA حيث إنّ H^+ هو الكاتيون الناتج عن عنصر الهيدروجين و A^- هو أنيون الحمض. يمكن أن يكون الأنيون A^- أحادي الذرة أو متعدّد الذرات. عندما يُضاف HA إلى الماء يتأين لينتج H^+ و A^- كما توضّح المعادلة التالية:



وضّح للطلّاب أنّ الأحماض تُقسّم إلى أحماض ثنائية حيث يكون الأنيون A^- مكوّنًا من ذرة واحدة، وأحماض أكسجينية حيث يحتوي الأنيون A^- على ذرات من عنصر الأكسجين. اكتب على السبّورة المعادلة التي تسمح بالحصول على اسم الحمض الثنائي:

حمض + هيدرو + اسم العنصر + "يك"

ثمّ اطلب إلى الطّلاب أن يتبادلوا الأدوار لاستنتاج أسماء بعض الأحماض الثنائية من مثل:

حمض ثنائي يحتوي على عنصر الكلور: [حمض هيدروكلوريك]

حمض ثنائي الذرة يحتوي على عنصر البروم: [حمض هيدروبروميك]
حمض ثنائي الذرة يحتوي على عنصر الكبريت:

[حمض هيدرو كبريتيك]

2.2 مناقشة

وضّح للطلّاب أنّ الصيغة العامة الجزئية للحمض الأكسجيني هي $H_aX_bO_c$ وأنّ تسمية هذه الأحماض تتركز على عدد تأكسد العنصر اللافلزي X . اطلب إلى الطّلاب تفحص جدول (10) في كتاب الطالب ص (108).
أرسم على السبّورة الجدول التالي:

عدد التأكسد	الناحية	البادية
+7	يك	بير
+5 أو +6	يك	
+3 أو +4	وز	
+1	وز	هيبو

أعط مثلاً على الأحماض الأكسجينية التي تحتوي على هالوجين البروم.

صيغة الحمض	عدد تأكسد Br	اسم الحمض
HBrO	+1	حمض الهيبوبروموز
HBrO ₂	+3	حمض البروموز
HBrO ₃	+5	حمض البروميك
HBrO ₄	+7	حمض البيربروميك

صيغة الحمض	اسم الحمض	العنصر A	اسم العنصر A
HCl	حمض الهيدروكلوريك	Cl	الكلور
HF	حمض الهيدروفلوريك	F	الفلور
HBr	حمض الهيدروبروميك	Br	البروم
HI	حمض الهيدرويوديك	I	اليود
H ₂ S	حمض الهيدروكبريتيك	S	الكبريت

جدول (8)

أمثلة على بعض الأحماض الثنائية وأسمائها

2.1 تسمية الأحماض الأكسجينية من خلال تحديد عدد تأكسد ذرة اللافلز

توضّح الصيغة التالية الحمض الأكسجيني $H_aX_bO_c$ حيث تدلّ الأحرف a و b و c على التوالي على عدد ذرات الهيدروجين والعنصر X والأكسجين في جزيء الحمض.

يكون العنصر X عادةً عنصر لافلزي ولكن يمكن أن يكون في بعض الأحيان عنصر فلزي من الفلزّات الانتقالية حيث يكون عدد تأكسده مرتفعاً من مثل Mn^{+7} و Mn^{+6} و Cr^{+6} .

لتسمية هذه الأحماض يجب معرفة أعداد التأكسد للعنصر اللافلزي X. يوضّح الجدول (9) التالي أعداد التأكسد لبعض العناصر (X) التي تكون الأحماض الأكسجينية الشائعة.

عدد التأكسد	X
+1 و +3 و +5 و +7	الهالوجينات
+4 و +6	عنصر الكبريت (S)
+3 و +5	عنصر النيتروجين (N)
+3 و +5	عنصر الفوسفور (P)
+4	عنصر الكربون (C)

جدول (9)

أمثلة عن بعض أعداد التأكسد للعنصر اللافلزي في الأحماض الأكسجينية

يمكن استنتاج عدد التأكسد (+n) للعنصر (X) من صيغة الحمض وذلك بتطبيق المعادلة الرياضية التالية:

$$H_aX_bO_c$$

$$a \times (+1) + b \times (+n) + c \times (-2) = 0$$

$$n = \frac{2c - a}{b}$$

اطلب إلى الطلاب أن يتبادلوا الأدوار لاستنتاج أسماء بعض الأحماض الأكسجينية وأن يكملوا الجدول التالي:

الصيغة الجزيئية للحمض	عدد التأكسد للذرة المركزية	اسم الحمض
H_2SO_4	+6	حمض الكبريتيك
H_2SO_3	+4	حمض الكبريتوز
HNO_3	+5	حمض النيتريك
HNO_2	+3	حمض النيتروز

4.2 مناقشة

تناقش مع الطلاب حول فكرة أن القواعد هي مركبات تعطي أنيون هيدروكسيد عند إذابتها في الماء، وتسمى القواعد التي تكون على شكل مركبات أيونية بالطريقة عينها التي تسمى فيها المركبات الأيونية الأخرى إن يُكتب اسم الأنيون ثم اسم الكاتيون. اطلب إلى الطلاب تطبيق ذلك على أمثلة مثل هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الكالسيوم. وضح للطلاب أن الصيغ الجزيئية للقواعد تُكتب بحسب توازن شحناتها الأيونية كما هو متبع مع أي مركب أيوني.

3. قيم وتوسع

1.3 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

وزع الطلاب في مجموعات صغيرة. ثم اطلب إليهم تسمية بعض الأحماض والقواعد مذكراً بالطريقة المتبعة في التسمية. أعط الطلاب عدداً من الأحماض الثنائية والأكسجينية، ثم اطلب إلى مجموعتين أو ثلاث أن تعرض على الصف الإجابات. أعط زملاءهم الوقت الكافي لمناقشتها.

2.3 إعادة التعليم

اكتب على السبورة الصيغة الجزيئية لحمض ثنائي وأخرى لحمض أكسجيني ثم استنتج الأسماء بمساعدة الطلاب. اكتب على السبورة اسماً لحمض ثنائي وآخر لحمض أكسجيني ثم استنتج الصيغة الجزيئية لكل منهما بمساعدة الطلاب. اكتب على السبورة الصيغة الجزيئية لقاعدة ما واسماً لقاعدة أخرى، ثم استنتج، بمساعدة الطلاب، اسم الصيغة الجزيئية المعطاة والصيغة الجزيئية للقاعدة المعطى اسمها.

يمكن ربط عدد تأكسد العنصر X ببعض المقاطع التي تسبق اسم العنصر X أو تليه. تسمى الأحماض الأكسجينية حسب عدد تأكسد الذرة المركزية (ذرة اللافلز) كما يلي:

- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية (+1)، حمض + هيو + اسم الذرة المركزية + وز
- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية (+3 أو +4)، حمض + اسم الذرة المركزية + وز (ما عدا حمض البوريك H_3BO_3 وحمض الكربونيك H_2CO_3)
- عندما يكون عدد تأكسد الذرة المركزية (+5 أو +6)، حمض + اسم الذرة المركزية + يك
- عندما يكون عدد التأكسد للذرة المركزية (+7)، حمض + بير + اسم الذرة المركزية + يك
- ذرة الكربون تكون حمضاً واحداً لذلك تكون التسمية، حمض + اسم اللافلز + يك
- H_2CO_3 : حمض الكربونيك

مثال (1)

ما هي أسماء الأحماض التالية: H_2SO_4 ، H_2SO_3 ، $HClO_4$ و H_2SO_4

1. حل: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: عدد تأكسد العنصر O، -2
غير المعلوم: عدد تأكسد العنصر S، ؟
عدد تأكسد العنصر H، +1
عدد تأكسد العنصر Cl، ؟

2. احسب: حل غير المعلوم.

عندما تكون الصيغة معلومة ويمكن استنتاج عدد التأكسد للعنصر X (S و Cl في المثال).

عندها يمكن تسمية الحمض الأكسجيني.

H_2SO_4 : $n = 2 \times 4 - 2 = +6$

يكون الحمض حمض الكبريتيك

H_2SO_3 : $n = 2 \times 3 - 2 = +4$

يكون الحمض حمض الكبريتوز

$HClO_4$: $n = 2 \times 4 - 1 = +7$

يكون الحمض حمض البيروكلوريك

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

باستخدام أعداد التأكسد يمكن استنتاج أن كلما كان عدد تأكسد العنصر X في الحمض قليل ينتهي اسم الحمض بالأحقة «وز» و كلما زاد عدد تأكسده ينتهي اسم الحمض بالأحقة «يك»، ويبدأ بالسابقة «بير».

109

2. القواعد Bases

حسب تعريف أرهينيوس، هي مركب يعطي أيونات هيدروكسيد عند تأينه في الماء. تسمى القواعد التي توجد على شكل مركبات أيونية بطريقة تسمية المركبات الأيونية الأخرى نفسها، فيكتب اسم الأنيون يليه اسم الكاتيون مثل المركب القاعدي NaOH الذي يُستخدم في تحضير لب الخشب والمنظفات والصابون ويسمى هيدروكسيد الصوديوم. ما اسم المركب القاعدي $Ca(OH)_2$ ؟

أسئلة تطبيقية وحلها

1. اذكر أسماء الأحماض أو القواعد التالية:

HF (أ) HNO_3 (ب) KOH (ج) H_2SO_4 (د)

الحل:

(أ) حمض الهيدروفلوريك (ب) حمض النيتريك

(ج) هيدروكسيد البوتاسيوم (د) حمض الكبريتيك

2. اكتب الصيغ الجزيئية للأحماض أو القواعد التالية:

(أ) حمض البروميك (ب) هيدروكسيد الحديد (III)

(ج) حمض الهيدرونيك (د) هيدروكسيد الليثيوم

الحل:

(أ) $LiOH$ (ب) $Fe(OH)_3$ (ج) HI (د) HNO_3

يوضح الجدول (10) التالي عدد تأكسد العنصر X وصيغة الحمض الأكسجيني واسم الحمض للأحماض الأكسجينية الأكثر شيوعاً.

العنصر X	عدد التأكسد (+n)	الصيغة	الاسم
Cl	+1	$HClO$	حمض الهيپوكلوروز
	+3	$HClO_2$	حمض الكلوروز
	+5	$HClO_3$	حمض الكلوريك
	+7	$HClO_4$	حمض البيروكلوريك
S	+4	H_2SO_3	حمض الكبريتوز
	+6	H_2SO_4	حمض الكبريتيك
N	+3	HNO_2	حمض النيتروز
	+5	HNO_3	حمض النيتريك
P	+3	H_3PO_3	حمض الفسفوروز
	+5	H_3PO_4	حمض الفسفوريك
C	+4	H_2CO_3	حمض الكربونيك

جدول (10)

أسماء بعض الأحماض الأكسجينية بحسب أعداد التأكسد للذرة اللافلز

110

إجابات أسئلة الدرس 1-2

1. (أ) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

(ب) HBr

(ج) RbOH

(د) H_2Se

2. (أ) حمض الهيدروفلوريك

(ب) حمض الكلوريك

(ج) حمض الكربونيك

(د) هيدروكسيد الألمنيوم

مراجعة الدرس 1-2

1. اكتب الصيغة الجزيئية لكل حمض أو قاعدة في ما يلي:

(أ) هيدروكسيد الباريوم (ب) حمض الهيدروبروميك

(ج) هيدروكسيد الروبيديوم (د) حمض الهيدروسيلينك

2. اذكر أسماء الأحماض والقواعد التالية:

HClO_3 (ب) HF (أ)

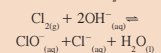
$\text{Al}(\text{OH})_3$ (د) H_2CO_3 (ج)

مفكرة إترابية

علاقة الليباء بالحياة اليومية

نحن حذرًا عند استعمال المبيض!

معظم المنظفات المنزلية والمبيضات هي محاليل مكونة من هيبوكلوريت الصوديوم $(\text{NaClO})_{(\text{aq})}$ ، ناتج من تفاعل غاز الكلور، ومن المحلول القاعدي هيدروكسيد الصوديوم بحسب المعادلة التالية:



يتميز هذا التفاعل الكيميائي بأنه

تفاعل عكسي، إذ تتحرك ذرات

الكلور باستمرار بين Cl_2 و ClO^{-} .

لا يكون المحلول قاعديًا إلا إذا

كان معظم الكلور على شكل

ClO^{-} . وفي حال مزج المبيض

مع محاليل حمضية (منظفات

المراحيض) تحتوي على أحماض،

مثل H_3PO_4 ، يتفاعل H^{+} مع

OH^{-} ما يؤدي إلى تفصيل التفاعل

العكسي، أي الذي يفضّل إنتاج

مستويات خطيرة من غاز

الكلور Cl_2 .

الأهداف:

- يصنّف المحاليل إلى محلول متعادل أو محلول حمضي أو محلول قاعدي بحسب تركيز كاتيون الهيدروجين أو تركيز أنيون الهيدروكسيد. (pOH , pH , K_w)

صفحات الطالب: من ص 112 إلى ص 123

عدد الحصص: 3

1. قَدِّم وَحَفِّز

1. 1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرأون الفقرة المرافقة لها. وضّح للطلاب أنّ الأس الهيدروجيني pH يُعنى بقياس نسبة الحموضة أو القاعدة في السوائل. أشر إلى أنّ درجة الحموضة تختلف في أجسامنا بحسب الأعضاء، ولكنّ مجمل درجة pH في أجسامنا تساوي 7.36 (تميل قليلاً إلى القاعدية).

هذا ما يجب أن يكون عليه الجسم إذا كانت أعضاؤه سليمة ووظائفها سليمة. عندما ينخفض الـ pH يتحوّل الجسم إلى حمضي فيصبح ملجأً للأمراض المزمنة مثل السكري. وإذا قلّ الـ pH عن 6 يدخل الشخص في غيبوبة.

فسّر للطلاب أنّ الطعام الذي نتناوله والماء الذي نشربه والهواء الذي نتنشقّه تسهم بشكل فعّال في إعادة توازن الحمض في جسمنا ليحافظ على نسبة pH طبيعية.

أشر إلى الطلاب أنّ الأس الهيدروجيني pH للماء الذي نشربه يجب أن يكون 4.7 أو أكبر بقليل. لذلك، علينا التأكد من هذا المقدار على قناني المياه المعدنية قبل استهلاكها. كما أنّ القمح والخضار تساعد في المحافظة على قيمة الـ pH في أجسامنا. إذا استهلكنا خبز القمح غير المنزوع القشرة (الخبز الأسمر) أو خضاراً غير منزوعة القشرة نحافظ على قيمة الأس الهيدروجيني pH للجسم ثابتة.

1. 2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

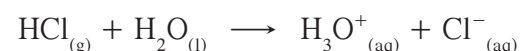
لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب، وجّه إليهم الأسئلة التالية:

• ما هو التركيز المولاري لمحلول مائي؟ وما هي وحدته؟

[هو عدد مولات المذاب في لتر واحد من المحلول، ويُرمز إليه بالحرف

اللاتيني C أو [الصيغة الجزيئية للمذاب] mol/L $C = \frac{n(\text{mol})}{V(L)}$

• يذوب حمض الهيدروكلوريك في الماء ويتأين لينتج كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ وأنيون الكلور Cl^- كما توضّح المعادلة التالية:



كاتيونات الهيدروجين والحموضة
Hydrogen Cations and Acidity

الدرس 1-3

الأهداف العامة

- يصنّف المحاليل إلى محلول متعادل أو محلول حمضي أو محلول قاعدي بحسب تركيز كاتيون الهيدروجين أو تركيز أنيون الهيدروكسيد. (pOH , pH , K_w)



شكل (58)
عينة دم

عند إحضار أحد المرضى فاقد الوعي إلى المستشفى وانبعث رائحة الفاكهة منه أثناء تنفّسه، يشكّ الأطباء في أنّ حالة فقدان الوعي تلك ناتجة عن مرض السكري. للتأكد من هذا التشخيص يجب إجراء اختبارات عديدة من بينها قياس حمضية دم المريض (شكل 58). يُعبر عن نتيجة هذا الاختبار بوحدات الأس الهيدروجيني pH وليس التركيز المولاري. هذا النوع من الاختبارات شائع جداً في الأبحاث البيئية، بحيث يعتمد العلماء على معرفة الأس الهيدروجيني pH لعينة من الماء مأخوذة من مجرى مائي أو مياه جوفية أو بحيرات أو مستنقعات أو مياه أمطار ضمن مجموعة من الاختبارات لتحديد درجة صلاحية الماء أو تلوثه.

1. كاتيونات الهيدروجين من الماء

Hydrogen Cations from Water

تعزّت في السنوات السابقة أنّ جزيئات الماء عالية القطبية وفي حركة مستمرة حتّى عند درجة حرارة الغرفة. تكون التصادمات، في بعض الأحيان، نشطة بين جزيئات الماء وذات طاقة تكفي لنقل كاتيون الهيدروجين من جزيء ماء إلى آخر.

إذا أذنا 4.8 L من غاز كلوريد الهيدروجين في 1 L من الماء، عند ظروف الضغط والحرارة حيث يساوي الحجم المولي 24 L/mol، فما هو التركيز المولاري للمحلول الناتج؟

[حساب عدد مولات HCl]:

$$n = \frac{V}{V_M} = \frac{4.8}{24} = 0.2 \text{ mol}$$

$$[HCl] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ mol/L}$$

$$[HCl] = 0.2 \text{ mol/L}$$

هل يمكن استنتاج تركيز كاتيونات الهيدروجين؟ ما قيمة هذا التركيز؟

$$n_{HCl} = n_{H^+} = \frac{n_{HCl}}{1} = \frac{n_{H^+}}{1}$$

$$\Rightarrow [H^+] = [HCl] = 0.2 \text{ mol/L}$$

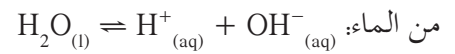
2. علم وطبق

1. مناقشة

وضّح للطلاب أنهم قد درسوا سابقاً أنّ جزيئات الماء تتصف بالقطبية العالية، ما يجعل حركة هذه الجزيئات مستمرة حتى عند درجة حرارة الغرفة.

وضّح للطلاب أنّ هذه التصادمات قد تحدث بين جزيئات الماء ذات طاقة كافية لنقل كاتيون هيدروجين من جزيء ماء إلى آخر.

اطلب إليهم كتابة معادلة التفاعل على شكل معادلة تأين جزيء واحد



أشر إلى الطلاب أنّ العلماء يطلقون على كاتيونات الهيدروجين في محلول الماء «بروتونات».

فسّر للطلاب أنّ H^+ بروتون لا يمكنه أن يتواجد في الحالة المستقرة وحيداً، لذلك يترابط مع جزيء ماء لينتج كاتيون الهيدرونيوم H_3O^+ .

وضّح للطلاب أنّ التأين الذاتي للماء عند درجة حرارة 25 °C يكون لمدى زمني صغير جداً وأنّ تركيزات كل من H_3O^+ و OH^- تكون متساوية في الماء النقي، ويُطلق على أيّ محلول مائي تتساوى فيه

$[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ اسم المحلول المتعادل

$$([H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M})$$

وضّح لهم أنّ حاصل ضرب تركيزات كاتيونات الهيدرونيوم

وأنيونات الهيدروكسيد في الماء يسمّى ثابت تأين الماء K_w حيث

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ عند } 25^\circ \text{C}$$

فسّر للطلاب أنّ المحاليل المائية تُقسّم إلى ثلاثة أنواع:

• المحاليل المتعادلة حيث

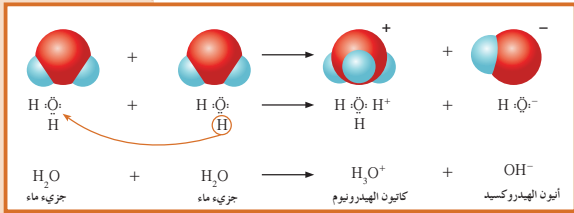
$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M (عند } 25^\circ \text{C)}$$

• المحاليل الحمضية حيث $[H_3O^+] > [OH^-]$

ويكون K_w دائماً مساوياً لـ $(K_w = 1 \times 10^{-14})$ (عند 25 °C)

• المحاليل القاعدية حيث $[H_3O^+] < [OH^-]$

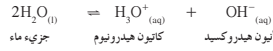
ويكون K_w دائماً مساوياً لـ $(K_w = 1 \times 10^{-14})$ (عند 25 °C).



شكل (59)
تفاعل التأين الذاتي للماء

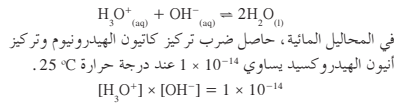
أنظر الشكل (59). ستلاحظ أنّ جزيء الماء الذي يفقد كاتيون هيدروجين يصبح أنيون هيدروكسيد OH^- ، وجزيء الماء الذي يستقبل كاتيون الهيدروجين يصبح كاتيون هيدرونيوم H_3O^+ .

يُسمّى التفاعل الذي يحدث بين جزيئي ماء لإنتاج أيون هيدروكسيد وكاتيون هيدرونيوم التأين الذاتي للماء Water Self-Ionization. ويمكن تمثيل التفاعل بمعادلة التأين التالية:



في الماء أو في المحلول المائي، ترتبط كاتيونات الهيدروجين دائماً بجزيئات الماء على شكل كاتيونات هيدرونيوم. يُسمّى الكيمائيون أيونات الهيدروجين في المحلول مائي بروتونات أو كاتيونات هيدروجين أو كاتيونات هيدرونيوم.

يحدث التأين الذاتي للماء إلى حد بسيط جداً. في الماء النقي، وعند درجة حرارة 25 °C، يتساوى تركيز كاتيون الهيدرونيوم وتركيز أنيون الهيدروكسيد ويكون مقداره $1 \times 10^{-7} \text{ M}$. بالتالي، عندما يتساوى تركيز H_3O^+ و OH^- في أيّ محلول مائي يُسمّى محلولاً متعادلاً Neutral Solution. كلّما ازداد تركيز كاتيون الهيدرونيوم في أيّ محلول مائي، تناقص تركيز أنيون الهيدروكسيد إذ يُطبق مبدأ لوشاتلييه الذي درسته سابقاً. في هذه الحالة، إذا أضيفت أيونات (سواء أكانت كاتيونات هيدرونيوم أم أنيونات هيدروكسيد) إلى المحلول تحدث إزاحة لموقع الاتزان ويقل تركيز النوع الآخر من الأيونات، فتتكوّن كمية أكبر من جزيئات الماء في هذه العملية.



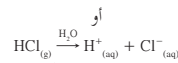
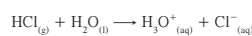
في المحاليل المائية، حاصل ضرب تركيز كاتيون الهيدرونيوم وتركيز أنيون الهيدروكسيد يساوي 1×10^{-14} عند درجة حرارة 25 °C.

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

ويُسمّى حاصل ضرب تركيز كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد في الماء ثابت تأين الماء K_w Dissociation Constant of Water.

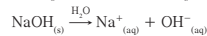
$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

ليست جميع المحاليل متعادلة، فعندما تذوب بعض المركبات في الماء تنطلق منها كاتيونات الهيدرونيوم. على سبيل المثال، عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين في الماء يتكوّن حمض الهيدروكلوريك. فيم يختلف حمض الهيدروكلوريك عن غاز كلوريد الهيدروجين؟

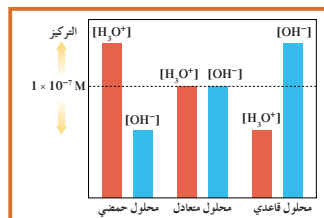


في مثل هذا المحلول، يفوق تركيز كاتيون الهيدرونيوم تركيز أنيون الهيدروكسيد الناتج من التأين الذاتي للماء. ولذلك، فإنّ المحلول الحمضي Acidic Solution هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم أكبر من تركيز أنيون الهيدروكسيد، أي يفوق $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ عند 25 °C.

بالإضافة إلى ذلك، عندما يذوب هيدروكسيد الصوديوم في الماء يتكوّن أنيونات هيدروكسيد في المحلول كما يظهر في المعادلة الكيميائية التالية:



في مثل هذا المحلول، يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم الناتج من التأين الذاتي للماء أقلّ من تركيز أنيون الهيدروكسيد، لذلك فإنّ المحلول القاعدي (القلوي) Basic Solution هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم أقلّ من تركيز أنيون الهيدروكسيد، أي أصغر من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$. (شكل 60).



شكل (60)

تركيزات كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الهيدروكسيد في محلول حمضي ومحلول قلوي (قلوي) ومحلول متعادل.

تعرّف المحاليل القاعدية أيضاً بالمحاليل القلوية. أنظر الشكل (61)، ثم اذكر أسماء الأحماض والقواعد الموضّحة في هذا الشكل.



شكل (61)

(أ) أحد هذين المحلولين حمض والآخر قاعدة. أيّ منهما سوف يزيد تركيز كاتيون الهيدرونيوم عند إضافته إلى الماء؟ وأيّ منهما سوف يزيد أنيون الهيدروكسيد؟

(ب) يُستخدم حمض الهيدروكلوريك غير النقي، والمعروف عادةً بـ حمض المورباتيك، لتنظيف المبانى وأحواض السباحة.

(ج) يُستخدم هيدروكسيد الصوديوم عادةً كمنظف للبلاطات.

2.2 مناقشة

أشّر إلى الطّلاب أنّ العالم الدانمركي سورنسن Sorensen درس في العام 1909 تركيز كاتيونات الهيدرونيوم في عدد كبير من المحاليل البيولوجية، فوجد أنّه منخفض بدرجة كبيرة. فتركيز كاتيونات الهيدرونيوم في الدم يساوي $2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$. وضح للطّلاب أنّ العالم سورنسن عبّر عن تركيز كاتيونات الهيدرونيوم في المحاليل بمصطلح جديد هو الأس الهيدروجيني للمحلول وأعطاه الرمز pH المشتق من Power of Hydrogen.

وضح للطّلاب أنّه حدد طريقة لحساب الأس الهيدروجيني pH للمحاليل والتي تعتمد على حساب اللوغاريتم العشري السالب لتركيز كاتيونات الهيدرونيوم في المحلول $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$. اشرح للطّلاب أنّ قياس الأس الهيدروجيني يُطبّق على المحاليل المخفّفة فحسب وليس المركّزة.

3.2 مناقشة

وضح للطّلاب أنّ هناك علاقة بين الأس الهيدروجيني وطبيعة المحلول.

اطلب إلى الطّلاب رسم الجدول التالي واملأه بمساعدة الطّلاب مستعيناً بالمناقشة 1.2، حيث ربطت أنواع المحاليل وطبيعتها بتركيزات كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الهيدروكسيد.

قيمة pH	تركيز كاتيون الهيدرونيوم $[\text{H}_3\text{O}^+]$	تركيز أنيون الهيدروكسيد $[\text{OH}^-]$	طبيعة المحلول
$\text{pH} < 7$	$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$[\text{OH}^-] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	حمضي
$\text{pH} = 7$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	متعادل
$\text{pH} > 7$	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$[\text{OH}^-] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	قاعدي

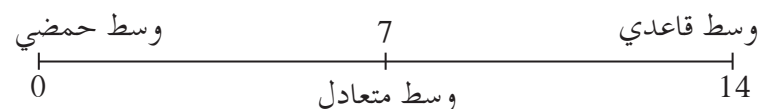
اطلب إلى الطّلاب دراسة الجدول (12) ص 123 في كتاب الطالب. دعهم يكتشفون أنّ الجدول (12) يوضح قيم الأس الهيدروجيني pH لعدّة محاليل مائية ويلخص أيضاً العلاقة التي تربط بين $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$.

وضح للطّلاب أنّ الأس الهيدروكسيدي يمكن تعريفه مثل تعريف الأس الهيدروجيني على أنّه يساوي القيمة السالبة للوغاريتم العشري لتركيز أنيون الهيدروكسيد وفقاً للمعادلة الرياضية التالية:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

وضح للطّلاب أنّ pH و pOH تربط بينهما المعادلة الرياضية التالية $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ عند 25°C ، لذلك يمكن استنتاج أيّ منهما بـمعروف الآخر.

اطلب إلى الطّلاب ملاحظة زيادة الحمضية كلّما تناقص الأس الهيدروجيني pH واقترب من الصفر، وزيادة القاعدية كلّما ازداد الأس الهيدروجيني pH واقترب من 14. يمكن تلخيص التغيّر في الأس الهيدروجيني pH باستخدام الشكل التالي:



مثال (1)

إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في محلول ما يساوي $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ عند 25°C ، فهل يكون المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل؟ ما هو تركيز أنيون الهيدروكسيد $[\text{OH}^-]$ في هذا المحلول؟

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّ: أذكر المعلوم وغير المعلوم.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

ثابت تأين الماء النقي،

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

غير المعلوم،

المحلول، حمضي أو قاعدي أو متعادل؟

$$[\text{OH}^-] = ? \text{ M}$$

2. أحسب: حلّ غير المعلوم.

تركيز كاتيون الهيدرونيوم يساوي $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ ، وحيث إنّ هذا المقدار أكبر من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ، يُعتبر المحلول حمضيّاً. ووفقاً لمعادلة ثابت التأين للماء:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \Leftarrow K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

وبالتعويض عن القيم العددية المعلومّة، يمكن حساب قيمة تركيز أنيون الهيدروكسيد:

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

بما أنّ تركيز كاتيون الهيدرونيوم أكبر من 1×10^{-7} ، من المتوقّع أن يكون تركيز أنيون الهيدروكسيد أصغر من 1×10^{-7} لأنّ ثابت تأين الماء K_w يساوي 1×10^{-14} .

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. إذا كان تركيز أنيون الهيدروكسيد لمحلول مائي ما عند 25°C يساوي $1 \times 10^{-3} \text{ M}$ ، فما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول؟ وهل المحلول حمضي أم قاعدي أم متعادل؟

الحلّ: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$ ، قاعدي.

2. صنف المحاليل التالية بين حمضية وقاعدية ومتعادلة عند 25°C .

(أ) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \times 10^{-10} \text{ M}$ (ب) $[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-2} \text{ M}$

(ج) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-7} \text{ M}$ (د) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

الحلّ:

(أ) قاعدي (ب) قاعدي (ج) حمضي (د) متعادل

2. مفهوم الأس الهيدروجيني

The Hydrogen Exponent Concept pH

يُستخدم الأس الهيدروجيني بدلاً من التركيز المولاري للتعبير عن تركيز كاتيون الهيدرونيوم. وقد اقترحه، في العام 1909، العالم الدانمركي سورن سورنسن Søren Sørensen (1868–1939). بحسب هذا المقياس الذي يتراوح بين 0 و 14 عند 25°C ، يساوي pH المحاليل المتعادلة 7 وتمثّل قيمة الأس الهيدروجيني التي تساوي صفراً المحاليل الحمضية القوية جداً. صف المحلول الذي يساوي أسه الهيدروجيني 14. قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول ما هي القيمة السالبة للوغاريتم العشري لتركيز كاتيون الهيدرونيوم ويمكن تمثيلها رياضياً بالمعادلة التالية:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

في المحاليل المتعادلة يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ ويمكن حساب pH من خلال المعادلة أعلاه.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [1 \times 10^{-7}] = 7$$

ويمكن تلخيص ما سبق (عند 25°C):

محلول مائي متعادل، $\text{pH} = 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

محلول حمضي، $\text{pH} < 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

محلول قاعدي، $\text{pH} > 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

يوضّح الجدول (11) قيم الأس الهيدروجيني للعديد من المحاليل المائية الشائعة، ويلخص العلاقة التي تربط بين تركيز كاتيونات الهيدرونيوم و أنيونات الهيدروكسيد. ويمكن معرفة الـ pH من قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم. فإذا كُتب تركيز كاتيون الهيدرونيوم بتدوين علمي رياضي وكان المعامل يساوي الواحد الصحيح عندئذ يكون الأس الهيدروجيني pH لمحلول يساوي الأس، على أن تغيّر الإشارة من السالب إلى الموجب. على سبيل المثال، المحلول الذي يساوي فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم $1 \times 10^{-2} \text{ M}$ يساوي أسه الهيدروجيني 2 ($\text{pH} = 2$). ملاحظة: قد لا يكون الأس الهيدروجيني pH عدداً صحيحاً. على سبيل المثال، الرقم الهيدروجيني pH لحليب المغنيسيا يساوي 10.5.

دع الطلاب يستنتجون أيضًا أن القاعدية تزداد كلما اتجهنا على المقياس من 7 إلى 14 ، وأن الحمضية تزداد كلما اتجهنا على المقياس من 7 إلى صفر .

4.2 مناقشة

توجه إلى الطلاب بالسؤال التالي:

• في أي من المجالات الحياتية تبرز أهمية معرفة الأس الهيدروجيني؟

[سوف يعطي الطلاب عدة إجابات . سجل هذه الإجابات

على السبورة وانتق منها إجابتين أو ثلاث على الأكثر . مثلاً: علم الأحياء ،

الصناعة ، التربة .]

أشر إلى الطلاب أن أهمية الأس الهيدروجيني تكمن في فحوصات الدم (الفحوصات الطبية) ووضّح لهم كيف يؤدي أي انحراف عن قيمة pH إلى نتائج خطيرة .

أشر إلى الطلاب أن التحكم بالحموضة مهم جداً في الصناعة وبخاصة الغذائية منها . ويعود سبب ذلك إلى تأثير الحموضة على جودة الناتج الغذائي وسلامته وطعمه .

فسّر للطلاب أن درجة حموضة التربة مهمة جداً . تنمو بعض النباتات بشكل جيّد في التربة الحمضية وينمو بعضها بشكل أفضل في التربة المتعادلة أو القاعدية . لذلك ، يحتاج المزارع إلى معرفة الأس الهيدروجيني لتربيته .

أشر إلى الطلاب أن استخدام الأدلة يساعد في تحديد طبيعة وسط ما ، أي إذا كان قاعدياً أو متعادلاً أو حمضيّاً . وضّح للطلاب أن الأدلة تعطي لوناً خاصاً مع المحاليل الحمضية ولوناً آخر مختلفاً مع المحاليل القاعدية . مثال على ذلك تباع الشمس الذي يعطي لوناً أزرق في الوسط القاعدي ولوناً أحمر في الوسط الحمضي .

إجابة السؤال المذكور في كتاب الطالب ص 122:

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{HIn}} - \log \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

يمكن لـ $\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$ أن تساوي $\frac{1}{10}$ أو $\frac{10}{1}$ لكي تتمكن العين البشرية أن تقدر اللون لذلك يساوي مدى الدليل:

$$\text{pH} = -\log K_{\text{HIn}} - \log \frac{1}{10}$$

$$\text{pH} = 5 + 1 = 6$$

أو

$$\text{pH} = -\log K_{\text{HIn}} - \log \frac{10}{1}$$

$$\text{pH} = 5 - 1 = 4$$

وضّح للطلاب يكون الدليل فاعلاً في مدى محدّد من قيم الأس الهيدروجيني . ثم اطلب إلى الطلاب أن يتفحصوا الشكل (63) في كتاب الطالب ص 123 .

أشر أيضًا إلى أن الدليل العام هو مزيج من عدّة أدلة وهو الأكثر استخداماً . يمكن الحصول على الدليل العام على شكل سائل أو أشرطة ورقية . وضّح أننا نستخدم مع الدليل العام دليل ألوان لتحديد الأس الهيدروجيني pH .

المحاليل المائية	pH	تركيز أيون الهيدروكسيد	تركيز كاتيون الهيدرونيوم
1M HCl	0.0	1×10^{-14}	1×10^{-0}
0.1M HCl	1.0	1×10^{-13}	1×10^{-1}
عصارة هضمية	2.0	1×10^{-12}	1×10^{-2}
عصير الليمون	3.0	1×10^{-11}	1×10^{-3}
عصير الطماطم	4.0	1×10^{-10}	1×10^{-4}
قهوة	5.0	1×10^{-9}	1×10^{-5}
حليب	6.0	1×10^{-8}	1×10^{-6}
ماء نقي	7.0	1×10^{-7}	1×10^{-7}
دم	8.0	1×10^{-6}	1×10^{-8}
ماء البحر	9.0	1×10^{-5}	1×10^{-9}
حليب المغنيسيا	10.0	1×10^{-4}	1×10^{-10}
الأمونيا	11.0	1×10^{-3}	1×10^{-11}
صودا الغسيل	12.0	1×10^{-2}	1×10^{-12}
0.1M NaOH	13.0	1×10^{-1}	1×10^{-13}
1M NaOH	14.0	1×10^{-0}	1×10^{-14}

جدول (11)

العلاقة بين تركيز كاتيون الهيدرونيوم وأيون الهيدروكسيد وقيم الأس الهيدروجيني عند 25°C

يمكن وضع تعريف للأس الهيدروكسيدي pOH مشابه لتعريف الأس الهيدروجيني pH وهو يساوي القيمة السالبة اللوغاريتم العشري لتركيز أيون الهيدروكسيد ويمكن تمثيلها رياضياً بالمعادلة التالية:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

وتكون قيمة الأس الهيدروكسيدي pOH للمحلول المتعادل تساوي 7 . يكون المحلول الذي قيمة أسه الهيدروكسيدي أصغر من 7 قاعدياً ، ويكون حمضيّاً عندما تكون قيمة أسه الهيدروكسيدي أكبر من 7 . هناك علاقة سهلة بين الـ pH والـ pOH يمكن من خلالها إيجاد أحدهما إذا عُرف الآخر .

إذا أخذنا ثابت تأين الماء K_w (عند 25°C):

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

يمكن كتابة المعادلة بدالة سالب اللوغاريتم العشري (عند 25 °C):

$$-\log ([\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$(-\log [\text{H}_3\text{O}^+]) + (-\log [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} \text{ أو } \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

مثال (2)

ما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم لمحلول يساوي أسه الهيدروجيني 6؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم

المعلوم: pH = 6

غير المعلوم: $[\text{H}_3\text{O}^+] = ? \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

أولاً أعد ترتيب معادلة تعريف الـ pH لإيجاد قيمة غير المعلوم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

ثم عوّض عن قيمة pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ M}$$

أو

أولاً عوّض عن القيم في المعادلة قبل إعادة ترتيبها:

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 6$$

ثم غيّر الإشارة في طرفي المعادلة:

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -6$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} \text{ M}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

لقد استُخدمت المعادلة بطريقة صحيحة وعوّض عن القيم المعلومّة بالطريقة الصحيحة.

5.2 مناقشة

اعرض على الطلاب جهاز قياس الأس الهيدروجيني واطلب إليهم تفحص الشكل (64) في كتاب الطالب، ثم ادع بعض الطلاب إلى وصفه. قم بعرض عملي باستخدامه وشرح للطلاب كيفية استخدامه وقراءة قيمة pH لبعض المحاليل القاعدية والحمضية. اسمح لبعض الطلاب بإعادة استخدامه أمام زملائهم.

وضّح للطلاب أنّ هذا الجهاز يُستخدم لقياس الأس الهيدروجيني في القياسات الدقيقة والسريعة.

وضّح للطلاب أنّ الجهاز يوصل بمسجل ورقي أو حاسوب للقراءة المستمرة.

الفت انتباه الطلاب إلى أنّ معايرة جهاز قياس الأس قبل استخدامه ضرورية وذلك عن طريق غمر القطب المزدوج في محلول معلومة قيمة الـ pH لديه وذلك لضبط القراءة.

الفت انتباه الطلاب إلى ضرورة غسل القطب المزدوج في ماء مقطر قبل استخدام الجهاز.

تناقش مع الطلاب: ما الذي يميّز جهاز قياس الأس الهيدروجيني عن الأدلة السائلة أو التي على شكل شرائط ورقية؟

[الأجهزة مفيدة من حيث سهولة استخدامها، والقيم المقاسة تكون دقيقة، ما يجعلها الأفضل من حيث الاستخدام في المستشفيات لقياس التغيرات الصغيرة في الأس الهيدروجيني للدم وكذلك في المصانع وغيرها.]

3. قيم وتوسّع

3. 1 تقييم استيعاب الطلاب للدرس

لتقييم استيعاب الطلاب للدرس، توجه إليهم بالأسئلة التالية:

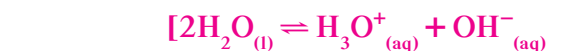
• أظهرت دراسة التوصيل الكهربائي للماء النقي H_2O أنّه يوصل التيار الكهربائي ولكن بشكل ضعيف. علّل. **[يدلّ بإصال التيار الكهربائي إلى وجود أيونات في الماء. ويدلّ ضعف التيار الموصل إلى انخفاض تركيز الأيونات في الماء.]**

• إذا كان الماء النقي مكوّنًا من جزيئات الماء H_2O فقط، فمن أين تنتج هذه الأيونات؟ **[يتأين الماء ذاتيًا لينتج كاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأنيونات الهيدروكسيد OH^- . توضح المعادلة التالية هذا التأين:]**



• بماذا تميّز المعادلة السابقة؟ **[تتميّز هذه المعادلة بأنّها غير تامة في اتجاه واحد، وعند زمن معين تصل إلى الاتزان الكيميائي حيث إنّ حاصل ضرب تركيزات كاتيونات H_3O^+ وأنيونات OH^- يساوي K_w]**

[تتميّز المعادلة السابقة؟] **[تتميّز هذه المعادلة بأنّها غير تامة في اتجاه واحد، وعند زمن معين تصل إلى الاتزان الكيميائي حيث إنّ حاصل ضرب تركيزات كاتيونات H_3O^+ وأنيونات OH^- يساوي K_w]**



وقد أثبتت التجربة أنّ قيمة K_w هي 1×10^{-14} عند درجة حرارة $25^\circ C$.

هل يمكن الاستفادة من تركيزات كاتيونات H_3O^+ وأنيونات OH^- ؟

[تكون $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ متساوية في المحلول المتعادل. لذلك، عندما يزداد $[H_3O^+]$ يكون المحلول حمضيًا، وتكون عندها العلاقة على الشكل التالي $[OH^-] < [H_3O^+]$. وعندما يزداد $[OH^-]$ ، يكون المحلول قاعديًا وتكون العلاقة على الشكل التالي $[OH^-] > [H_3O^+]$. من هنا، تساعد هذه التركيزات على معرفة طبيعة المحلول المائي حيث تتواجد هذه الأيونات.]

أسئلة تطبيقية وحلّها

- جد قيمة pH لكلّ محلول من المحاليل التالية:
(أ) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4} M$ (ب) $[H_3O^+] = 0.0010 M$ (ج) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9} M$
الحل: (أ) 4 (ب) 3 (ج) 9
- ما هي تركيزات كاتيون الهيدرونيوم للمحاليل التي لها قيم pH التالية:
(أ) 4 (ب) 11 (ج) 8
الحل: (أ) $1 \times 10^{-4} M$ (ب) $1 \times 10^{-11} M$ (ج) $1 \times 10^{-8} M$

مثال (3)

احسب الأس الهيدروجيني pH عند $25^\circ C$ لمحلول يساوي فيه تركيز أيون الهيدروكسيد $4 \times 10^{-11} M$.

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: $[OH^-] = 4 \times 10^{-11} M$
غير المعلوم: pH = ?
 $K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$
 $pH = -\log [H_3O^+]$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

لحساب الأس الهيدروجيني pH، ابدأ أولاً بحساب تركيز كاتيون الهيدرونيوم باستخدام تعريف ثابت تأين الماء K_w :

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-11}} = 2.5 \times 10^{-4} M$$

عوض عن قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في معادلة تعريف الأس الهيدروجيني pH لإيجاد قيمته:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(2.5 \times 10^{-4}) = -\log 2.5 - \log 10^{-4}$$

$$pH = -0.4 + 4 = 3.6$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

المحلول الذي تساوي فيه قيمة تركيز أيون الهيدروكسيد أقل من $1 \times 10^{-7} M$ يكون حمضيًا حيث إنّ تركيز كاتيون الهيدرونيوم سوف يكون أكبر من $1 \times 10^{-7} M$. تركيز أيون الهيدروكسيد أقل من $10^{-10} M$ ولكن أكبر من $10^{-11} M$ لذا فإنّ pOH المحلول يقع ما بين 10 و 11. ونظرًا لأنّ $pH + pOH = 14$ ، تكون قيمة pH المتوقعة أقل من 4 أو أكبر من 3.

119

أسئلة تطبيقية وحلّها

- احسب الأس الهيدروجيني pH لكلّ من المحاليل التالية:
(أ) $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-6} M$ (ب) $[H_3O^+] = 8.3 \times 10^{-10} M$ (ج) $[OH^-] = 4.3 \times 10^{-5} M$ (د) $[OH^-] = 2 \times 10^{-5} M$
الحل: (أ) 5.3 (ب) 9.08 (ج) 9.63 (د) 9.3

مثال (4)

احسب تركيز كاتيون الهيدرونيوم الذي يساوي أسه الهيدروجيني pH لمحلول 3.7.

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: $pH = 3.7$
غير المعلوم: $[H_3O^+] = ? M$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

أعد أولاً ترتيب معادلة تعريف الأس الهيدروجيني:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$-pH = \log [H_3O^+]$$

$$-3.7 = \log [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3.7}$$

يصعب إيجاد قيمة اللوغاريتم العشري لقيمة سالبة وغير صحيحة، لذا يجب استخدام الآلة الحاسبة التي تحتوي على المفتاح (y^x) . أدخل إلى الآلة $y = 10$ و $x = -3.7$. سنساوي النتيجة: 1.995×10^{-4} ، وبالتقريب تصبح 2×10^{-4} .

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

المحلول الذي يساوي أسه الهيدروجيني 3.7 يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه ما بين $1 \times 10^{-4} M$ و $1 \times 10^{-3} M$ ($pH = 4$) و ($pH = 3$).

120

• أعطِ المعادلة الرياضية التي تربط الأس الهيدروجيني بتركيز

كاتيونات الهيدرونيوم. $[pH = -\log[H_3O^+]]$

• لماذا يكون pH متساوياً لـ 7 عند 25 °C في المحلول المتعادل؟

في المحلول المتعادل: $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} M$

يكون الأس الهيدروجيني $pH = -\log [H_3O^+]$

$[pH = -\log 10^{-7} = 7]$

• ما هي العلاقة بين pH و pOH؟

$[pH + pOH = 14]$

• ما هي الطرق المستخدمة لمعرفة طبيعة الوسط (محلل)؟ وكيف

يمكن الحصول على الأس الهيدروجيني لهذا الوسط بشكل

دقيق؟

[يمكن استخدام الأدلة ومقارنة الألوان بجدول تربط كل لون بقيمة الأس

الهيدروجيني. أما جهاز قياس الأس الهيدروجيني فيستخدم لتحديد قيمة الأس

الهيدروجيني بدقة.]

2.3 إعادة التعليم

اكتب على اللوح متفاعلات التآين الذاتي فحسب ودع الطلاب

يكتبون نواتجها.

اكتب على اللوح بعض قيم الأس الهيدروجيني ثم دع الطلاب

يستنتجون قيم تركيزات كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات

الهيدروكسيد.

ارسم على اللوح مقياس pH، ثم دع الطلاب يشيرون إلى الأقسام

الحمضية والقاعدية والمتعادلة.

اطرح على الطلاب السؤالين التاليين:

• احسب الأس الهيدروجيني لمحلول مائي لحمض

الهيدروكلوريك يحتوي على تركيز كاتيون الهيدرونيوم يساوي

$1 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

توضّح المعادلة التالية تأين كلوريد الهيدروجين في الماء:



يمكن حساب pH بطريقة مباشرة وتطبيق المعادلة الرياضية التالية:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

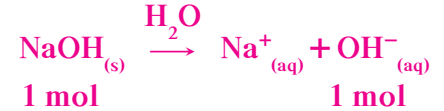
$$pH = -\log [H_3O^+] = \log 10^{-4}$$

$$pH = 4$$

• احسب الأس الهيدروجيني لمحلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم

بتركيز $1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

توضّح المعادلة التالية تأين هيدروكسيد الصوديوم:



1 mol

1 mol

بما أنّ هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية وقاعدة أحادية الهيدروكسيد، يمكن

كتابة: $[OH^-] = [NaOH] = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

حساب pOH

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-3} = 3$$

حساب pH: $pH + pOH = 14$

$$\Rightarrow pH = 14 - 3 = 11$$

3. قياس الأس الهيدروجيني pH

Measuring The Hydrogen Exponent pH

تشكل معرفة الأس الهيدروجيني أهمية كبرى للدراسة المحاليل المائية للأحماض والقواعد وخاصة خلال معايرتها. لذلك، لا بد من معرفة الوسائل المختلفة التي تساعد في قياس الأس الهيدروجيني. لقياس الأس الهيدروجيني pH للمحاليل ذات الحجم الصغيرة، يمكن استخدام أدلة التعادل أو أشرطة قياس الأس الهيدروجيني أو جهاز قياس الأس الهيدروجيني.

Indicators

1.3 الأدلة

أدلة التعادل Indicators هي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة. يتأين دليل التعادل في مدى pH معلوم ويتغير لونه تبعاً لقيمة الأس الهيدروجيني pH للوسط الذي يوضع فيه.

تتقسم أدلة التعادل إلى نوعين تبعاً لحمضيتها أو قاعدتها.

• أدلة التعادل الحمضية وتُرمز إليها بالصيغة الافتراضية HIn

• أدلة التعادل القاعدية وتُرمز إليها بالصيغة الافتراضية InOH

وتتقسم أدلة التعادل أيضاً إلى نوعين تبعاً لعدد ألوانها في الوسط الحمضي

والوسط القاعدي.

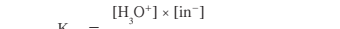
• أدلة أحادية اللون: لها حالة ملونة واحدة مثل الفينولفثالين

• أدلة ثنائية اللون: لها حالتان ملونتان مثل الميثيل البرتقالي

How Do Acid Indicators Work?

(أ) كيف تعمل الأدلة الحمضية؟

يتأين الدليل الحمضي في الماء لإنتاج أيونات الدليل In^- وكاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ كما توضّح المعادلة التالية:



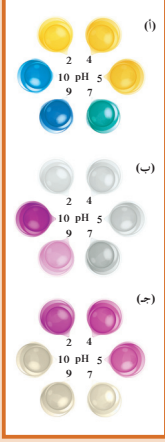
يكون التفاعل غير تام وعكسياً لذلك يصل إلى حالة اتزان. توضّح المعادلة

الرياضية التالية ثابت اتزان هذا التفاعل.

$$K_{HIn} = \frac{[H_3O^+] \times [In^-]}{[HIn]}$$

يظهر الدليل الحمضي بلون حالته الحمضية (HIn) الجزيئات) عند وضعه في وسط حمضي. يزداد تركيز (H_3O^+) في الوسط الحمضي. وهذا يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في الاتجاه العكسي، وبذلك يقل تركيز الحالة القاعدية (In^-) ويزداد تركيز الحالة الحمضية (HIn) فيظهر لونها.

يظهر الدليل الحمضي بلون حالته القاعدية (In^-) الأيونات) عند وضعه في وسط قاعدي. يزداد تركيز (OH^-) في الوسط القاعدي فيتحد كاتيون الهيدرونيوم بأيون الهيدروكسيد ويتكوّن الماء وبالتالي يقل تركيز كاتيون الهيدرونيوم وهذا يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في الاتجاه الطردي وبذلك يقل تركيز الحالة الحمضية (HIn) ويزداد تركيز الحالة القاعدية (In^-) فيظهر لونها (شكل 62).



شكل (62)

أدلة تعادل الأحماض والقواعد تستجيب لتغيرات الرقم الهيدروجيني pH في مدى معين. البروموفينول الأزرق (أ) يتغير من اللون الأصفر إلى اللون الأزرق عند pH = 7. والفينولفثالين (ب) يتغير من عديم اللون إلى اللون الأرجواني عند pH = 9. أما الميثيل الأحمر (ج)، فيغير من اللون الأحمر إلى اللون الأصفر عند pH = 6.

Range of Acid Indicator

(ب) مدى الدليل الحمضي

يمكن استخدام معادلة ثابت تأين دليل التعادل لمعرفة مدى الدليل الحمضي.

$$K_{HIn} = \frac{[H_3O^+] \times [In^-]}{[HIn]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_{HIn} \times [HIn]}{[In^-]}$$

$$-\log [H_3O^+] = -\log K_{HIn} - \log \frac{[HIn]}{[In^-]}$$

$$pH = pK_{HIn} + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$$

وقد وجد أنّ العين البشرية لا تستطيع أن تفرّق أيهما اللون السائد في المحلول إلا إذا كان النسبة بين تركيز الحالتين (1:10) تقريباً.

$$pH = pK_{HIn} \pm 1$$

ما مدى دليل حمضي له $\pm 10^{-5} K_{HIn}$ ؟ يعتمد اختيار دليل التعادل خلال معايرة الأحماض والقواعد على معرفة قيمة الأس الهيدروجيني عند نقطة التكافؤ.

اللون الوسطي

$$pH = pK_{HIn}$$

لون الحالة الحمضية $pH \leq pK_{HIn} - 1$ لون الحالة القاعدية $pH \geq pK_{HIn} + 1$

ملاحظة: يظهر اللون الوسطي عندما يكون تركيز الحالة الحمضية [HIn] مساوياً لتركيز الحالة القاعدية $[In^-]$.

ملاحظة: يمكن حساب $[H_3O^+]$ من K_w ، ثم تطبيق

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

إجابات أسئلة الدرس 3-1

1. (أ) $pH = 6$

(ب) $pH = 4$

(ج) $pH = 12$

(د) $pH = 3$

2. (أ) $[OH^-] = 10^{-8} M$

(ب) $[OH^-] = 10^{-5} M$

(ج) $[OH^-] = 10^{-2} M$

يوضح الجدول (12) اللون الذي يظهر فيه الدليل عند أس هيدروجيني أقل أو أكبر من مدى الدليل.

لون الحالة القاعدية للدليل	مدى الدليل (تقريبي)	لون الحالة الحمضية للدليل	الدليل
أصفر	3.1 — 4.4	أحمر	الميثيل البرتقالي
أزرق	3.8 — 5.4	أصفر	أخضر البروموكريسول
أصفر	4.2 — 6.3	أحمر	الميثيل الأحمر
أزرق	4.5 — 8.3	أحمر	صبغة تباع الشمس
أحمر	6.6 — 8.0	أصفر	الفينول الأحمر
أزرق	8.0 — 9.6	أصفر	الثايمول الأزرق القاعدي
زهري	8.2 — 10.0	عديم اللون	الفينولفثالين
أزرق	6.0 — 7.6	أصفر	البروموثايمول الأزرق

جدول (12)

يتغير لون كل دليل تعادل عند أس هيدروجيني مختلف. ما هو دليل التعادل التي تختاره لتؤكد من أن الأس الهيدروجيني لمحول التفاعل بين 3 و 4؟

2.3 أنشُرطة قياس الأس الهيدروجيني pH – Paper

شريط الدليل (شكل 63) هو عبارة عن قطعة من الورق أو البلاستيك مشرب بدليل التعادل، يتغير لونه عند غمره في محلول أسه الهيدروجيني مجهول.

3.3 جهاز قياس الأس الهيدروجيني pH – Meter

يستخدم جهاز الأس الهيدروجيني (شكل 64) للقياسات الدقيقة والسريعة لقيم الأس الهيدروجيني، ويمكن استخدامه أيضًا لتسجيل التغيرات المستمرة في الأس الهيدروجيني إذا تم توصيله بجهاز الكمبيوتر.

مراجعة الدرس 3-1

1. احسب قيمة الأس الهيدروجيني pH لكل من المحاليل التالية:

(أ) $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-6} M$ (ب) $[H_3O^+] = 0.00010 M$

(ج) $[OH^-] = 1 \times 10^{-2} M$ (د) $[OH^-] = 1 \times 10^{-11} M$

2. ما هي تراكيزات أيون الهيدروكسيد للمحاليل ذات الأسس

الهيدروجينية pH التالية:

(أ) 6 (ب) 9 (ج) 12



شكل (63)
الألوان المرجعية لأدلة التعادل الورقية



شكل (64)
جهاز قياس الرقم الهيدروجيني مع محاليل منظمة لمعايرة الجهاز

صفحات الطالب: من ص 124 إلى ص 132

صفحات الأنشطة: من ص 37 إلى ص 39

عدد الحصص: 2

الأهداف:

- يحسب ثابت تأين الحمض K_a من التركيز المولاري لكاتيون الهيدرونيوم وقياسات الأس الهيدروجيني.
- يرتب قوى الأحماض تبعاً لثابت تأينها K_a .
- يرتب قوى القواعد تبعاً لثابت تأينها K_b .

1. قَدِّم وحفِّز

1.1 استخدام الصورة الافتتاحية للدرس

دع الطلاب يتفحصون الصورة الافتتاحية للدرس ويقرأون الفقرة المرافقة لها.

وضِّح للطلاب أن الليمون والجريب فروت يُعتبران من الحمضيات لأنهما يحتويان على حمض الستريك ولذلك يكون طعمهما حمضيًا.

أشر إلى الطلاب أن حمض الستريك غير مضر ويمكن التعامل معه من دون الأخذ بتعليمات الأمان التي تُطبَّق لدى التعامل مع أحماض أخرى مثل حمض الكبريتيك.

وضِّح للطلاب أن الأحماض تُقسَّم إلى أحماض قوية وأحماض ضعيفة.

فسِّر للطلاب أنهم سوف يتعرَّفون، من خلال هذا الدرس، قوة الأحماض والقواعد وخواصها ثم يقارنون بينها.

1.2 اختبار المعلومات السابقة لدى الطلاب

لتقييم المعلومات السابقة لدى الطلاب حول الأحماض والقواعد، وجِّه إليهم الأسئلة التالية:

• ما هو تعريف أرهينيوس للحمض والقاعدة؟ [الحمض هو المادة التي

تنتج كاتيونات H_3O^+ في المحلول المائي. القاعدة هي المادة التي تنتج

أنيونات OH^- في المحلول المائي.]

• ما هي الفرضية الأساسية في نظرية أرهينيوس؟ [هي أن المحاليل

(القاعدية أو الحمضية) توصل التيار الكهربائي لأنها تنتج أيونات في

المحلول.]

• هل تقوم المحاليل كلها التي تنتج من تأين الأحماض والقواعد

في الماء بتوصيل التيار الكهربائي بشدّة التيار نفسها؟ [كلا، لأن

توصيل التيار يتعلّق بكمية الأيونات الموجودة في المحلول.]

• ما علاقة الأس الهيدروجيني بتركيز كاتيون الهيدرونيوم؟ العلاقة

الرياضية التي تربط $[H_3O^+]$ بالأس الهيدروجيني هي:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

قوة الأحماض والقواعد Strength of Acids and Bases

الدرس 1-4

الأهداف العامة

- يحسب ثابت تأين الحمض K_a من التركيز المولاري لكاتيون الهيدرونيوم وقياسات الأس الهيدروجيني.
- يرتب قوى الأحماض تبعاً لثابت تأينها K_a .
- يرتب قوى القواعد تبعاً لثابت تأينها K_b .



شكل (65)

شرائح من الجريب فروت والليمون

إنّ طعم الليمون والخل والجريب فروت حامض لاحتواء هذه الفواكه على حمض الستريك. عندما تحضّر عصير الليمون أو تقطع الجريب فروت (شكل 65)، لا تضع النظارة الواقية على عينيك أو ترتدي الملابس الواقية الصلبة علماً أنّك تتعامل مع أحماض. لكنّ هذا التصرف لا ينمّ عن قاعدة سلوكية للتعامل مع الأحماض، فبعض الأحماض تحتاج إلى احتياطات وتحذيرات معيّنة عند استخدامها، نذكر منها حمض الكبريتيك وهو مادة كيميائية صناعية تُستخدم بكثرة وتسبب حروقاً شديدة في حال تعرّض لها جلد الإنسان.

1. الأحماض والقواعد القوية والضعيفة

Strong and Weak Acids and Bases

توضّح المعادلة العامة التالية تأين حمض ما في الماء:



تمثّل HA الصيغة العامة للحمض ويمثّل A^- الأنيون الذي ينتج عند تأين الحمض في الماء.

• ما علاقة الأس الهيدروجيني بالمحاليل؟ [يساعد الأس

الهيدروجيني على تحديد طبيعة المحلول ، وذلك بمقارنة الأس الهيدروجيني بالرقم 7 (عند 25 °C):

– إذا كان $pH = 7$ ، يكون المحلول متعادلاً (ليس حمضياً ولا قاعدياً)

– إذا كان $pH < 7$ يكون المحلول حمضياً

– إذا كان $pH > 7$ يكون المحلول قاعدياً .]

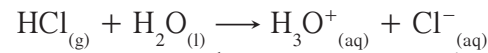
2. عَلم وطَبّق

2. 1 مناقشة

وضّح للطلاب أن الأحماض تُصنّف إلى أحماض قوية وأحماض ضعيفة تبعاً لدرجة تأيئها في الماء.

وضّح للطلاب أن الأحماض القوية تتأين بالكامل في المحلول المائي .

اكتب على السبورة معادلة تأين حمض الهيدروكلوريك ، وتناقش مع الطلاب حول فكرة أنه حمض قوي بما أنه يتأين بالكامل في المحلول المائي .



وضّح للطلاب أن التركيز المولاري لكاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في محلول مائي لحمض الهيدروكلوريك يساوي التركيز المولاري للحمض الذي يتأين بالكامل .

لذلك ، يمكن كتابة المعادلة: $C_a = [H_3O^+]$

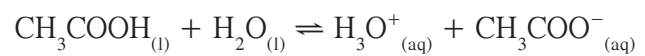
حيث إن C_a توضّح التركيز المولاري للحمض $[HCl]$.

أشر إلى الطلاب أن حساب الأس الهيدروجيني يسمح بكتابة المعادلة الرياضية التالية:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log C_a$$

وضّح لهم أن الأحماض الضعيفة لا تتأين بالكامل في المحلول المائي مثل حمض الأسيتك .

اكتب معادلة تأين حمض الأسيتك على السبورة واذكر للطلاب أن أقل من 1% من جزيئات الحمض يتأين .

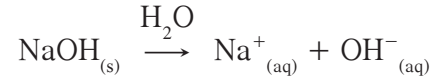


وضّح للطلاب أن $[H_3O^+]$ أصغر بكثير من تركيز الحمض بما أن نسبة تأيئه هي أقل من 1% ، لذلك ، يمكن كتابة المعادلة التالية:

$$pH > -\log C_a$$

وضّح للطلاب أن القواعد تُصنّف إلى قواعد قوية وقواعد ضعيفة تبعاً لدرجة تأيئها في الماء .

وضّح لهم أن القواعد القوية تتأين بالكامل لتنتج كاتيوناً فلزيّاً وأنيون الهيدروكسيد مثل هيدروكسيد الصوديوم .



في هذه الحالة ، يكون تركيز أنيون الهيدروكسيد مساوياً للتركيز المولاري للقاعدة .

$$C_b = [OH^-]$$

حيث إن C_b توضّح التركيز المولاري للقاعدة $[NaOH]$.

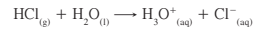
وضّح للطلاب أن ربط التركيز C_b بالأس الهيدروكسيدي ممكن

$pOH = -\log [OH^-] = -\log C_b$ ، وأشر إلى أن

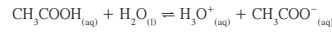
$pH + pOH = 14$ عند 25 °C ، كما يدلّ على أن pH تساوي:

$$pH = 14 - pOH$$

يُعتبر موضع الاتزان مؤشراً لقوة الحمض الذي تتم دراسته . بالنسبة إلى حمض قوي مثل حمض الهيدروكلوريك HCl ، نجد أن التفاعل يسري عملياً حتى النهاية:



بالنسبة إلى حمض ضعيف مثل حمض الأسيتك CH_3COOH ، نجد أن التفاعل في حالة اتزان ولكن الاتجاه الغالب للاتزان يكون باتجاه المواد المتفاعلة:

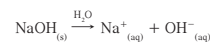


الحمض الأقوى هو الحمض الذي ينتج كمية أكبر في المحاليل متساوية التراكيز من كاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ أو كاتيونات الهيدروجين H^+ ، أي الحمض الذي يتأين بدرجة أكبر . بناءً على ما تقدّم ، يمكن استنتاج ما يلي:

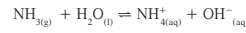
• **الأحماض القوية Strong Acids** هي التي تتأين بشكل تام في محلول مائي . في خلال هذا التفاعل ، يتحوّل الحمض كلياً إلى قاعدته المرافقة ، ويصبح تركيز الحمض غير المتأين HA يساوي صفراً . ولا وجود لحالة اتزان في تفاعل تأين الأحماض القوية .

• **الأحماض الضعيفة Weak Acids** هي الأحماض التي تتأين جزئياً في محاليلها المائية وتشكّل حالة اتزان كما في حالة حمض الأسيتك .

• **القواعد القوية Strong Bases** هي القواعد التي تتأين بشكل تام في محاليلها المائية . توضّح المعادلة التالية تأين هيدروكسيد الصوديوم في الماء:



• **القواعد الضعيفة Weak Bases** هي القواعد التي تتأين جزئياً في محاليلها المائية . توضّح المعادلة التالية تأين الأمونيا في المحلول المائي:



يوضّح الجدول (13) القوى النسبية لبعض الأحماض والقواعد الشائعة . ما هو أضعف حمض في الجدول؟ وما هي أضعف قاعدة؟

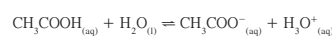
المركبات	الصيغة الكيميائية	القوى النسبية
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أحماض قوية
حمض النيتريك	HNO_3	
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	
حمض الفوسفوريك	H_3PO_4	
حمض الأسيتك	CH_3COOH	محاليل متعادلة
حمض الكربونيك	H_2CO_3	
حمض الهيدروكبريتيك	H_2S	
حمض الهيوكلووروز	$HClO$	
حمض البوريك	H_3BO_3	
هيدرازين	N_2H_4	قواعد قوية
أمونيا	NH_3	
ميثيل أمين	CH_3NH_2	
إثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$	قواعد قوية
هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$	
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH	

جدول (13)
القوى النسبية للأحماض والقواعد الشائعة

1.1 ثابت التأيّن للحمض K_a

Acid Dissociation Constant K_a

يمكن كتابة تعبير ثابت الاتزان من المعادلة الكيميائية الموزونة .
توضّح المعادلة التالية تأين حمض الأسيتك في الماء:



ويمكن كتابة تعبير عن ثابت الاتزان كالتالي:

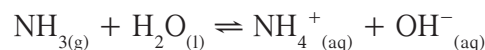
$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+] \times [CH_3COO^-]}{[H_2O] \times [CH_3COOH]}$$

عند استبدال pOH بالقيمة $(-\log C_b)$ ، نحصل على المعادلة

$$pH = 14 + \log C_b \quad \text{عند } 25^\circ\text{C}$$

وضّح للطلّاب أن هيدروكسيد المغنيسيوم شحيح الذوبان في الماء، لكنّ الكميات الصغيرة التي تذوب في الماء تتأين بالكامل.

وضّح لهم أن القواعد الضعيفة تتأين جزئياً في الماء وأنهم قد تعرّفوا في الدرس السابق الأمونيا كقاعدة ضعيفة تتفاعل مع الماء لتنتج أيون الهيدروكسيد.



وضّح للطلّاب أن تركيز أيون الهيدروكسيد أصغر بكثير من تركيز القاعدة، لذلك، يمكن كتابة المعادلة التالية:

$$pH < 14 + \log C_b$$

وضّح للطلّاب أن المحلول المائي للأمونيا يُكتب عليه أحياناً في المختبرات هيدروكسيد الأمونيوم (NH_4OH) .

دع الطّلاب يتفحصون الجدول (12) في كتاب الطالب ص 126 ثمّ تناقش معهم حول القوى النسبية لبعض الأحماض القوية والضعيفة، والقواعد القوية والضعيفة.

2.2 مناقشة

ذكر الطّلاب بالاتزان الكيميائي وبمعنى أن يكون نظام ما في حالة اتزان. ذكرهم أيضاً بمعنى المحاليل المشبعة وبأنها هي أيضاً في حالة اتزان.

ثمّ ناقش مع الطّلاب حالة التّأين لحمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة إذ إنّ لكلّ منهما درجة تّأين تصل إليها حيث يصبح تركيز الجزيئات غير المتأينة ثابتاً وتركيز الأيونات الناتجة عن عملية التّأين ثابتاً. اشرح للطلّاب أن كتابة ثابت التّأين للأحماض والقواعد وحسابه شبيهان بكتابة وحساب ثابت الاتزان الذي درسوه سابقاً. وضّح لهم أن ثابت تّأين الحمض هو حاصل ضرب نسبة تركيز القاعدة المرافقة مضروبة في تركيز كاتيون الهيدرونيوم إلى تركيز الحمض عند الاتزان.

$$K_a = \frac{[\text{القاعدة المرافقة}] \times [H_3O^+]}{[\text{الحمض}]}$$

وضّح لهم أن ثابت تّأين القاعدة هو حاصل ضرب نسبة تركيز الحمض المرافق مضروبة في تركيز أيون الهيدروكسيد إلى تركيز القاعدة عند الاتزان.

$$K_b = \frac{[OH^-] \times [\text{الحمض المرافق}]}{[\text{القاعدة}]}$$

وضّح للطلّاب النقاط التالية:

- ثابت التّأين K_a يعكس جزء الحمض في الصورة المتأينة.
- إذا كانت نسبة ثابت التّأين صغيرة فإنّ درجة تّأين الحمض في المحلول تكون صغيرة.
- كلّما كان ثابت التّأين K_a كبيراً كلّما كان الحمض الضعيف أكثر قوّة.

– كلّما كان pK_a أصغر كلّما كان الحمض الضعيف أكثر قوّة. وضّح للطلّاب أن هذه النقاط تُطبّق أيضاً على القواعد ويستخدم pK_b و K_b لمعرفة قوّة القواعد الضعيفة.

يُعتبر تركيز الماء في المحاليل المخفّفة ثابتاً. وعليه، يمكن ضرب تركيز الماء بثابت الاتزان K_{eq} لينتج ثابت تّأين الحمض الضعيف أحادي البروتون Acid Dissociation Constant K_a الذي يمكن تعريفه على أنّه نسبة حاصل ضرب التركيز للقاعدة المرافقة بتركيز كاتيون الهيدرونيوم إلى تركيز الحمض عند الاتزان. وتضمن الصورة المتأينة لكلّ من كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الأسيتات،

$$K_{eq} \times [H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+] \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

بناءً على ما سبق، تُكتب المعادلة الرياضية لثابت تّأين الحمض على الشكل التالي،

$$K_a = \frac{[\text{القاعدة المرافقة}] \times [H_3O^+]}{[\text{الحمض}]}$$

ملاحظة: لا يوجد ثابت اتزان في تفاعل تّأين الأحماض القوية لأنها تتأين بشكل تامّ وبالتالي لا يوجد ثابت تّأين للأحماض القوية.

يوضّح الشكل (66) تّأين كلّ من الأحماض القوية والضعيفة والضعيفة جداً ونسبة تّأين كلّ منها.



شكل (66)

ينتج عن تّأين الحمض HA في الماء H_3O^+ و A^- ويوضح الرسم البياني المقابل مدى تّأين الأحماض القوية والضعيفة. يتأين الحمض القوي بالكامل في الماء ويكون $[H_3O^+]$ عالياً ويساوي التركيز الابتدائي لـ HA. أمّا الأحماض الضعيفة فتظلّ غير متأينة بكمية كبيرة ويكون $[H_3O^+]$ منخفضاً. أذكر اسم حمض قوي وحمض ضعيف وحمض ضعيف جداً، وأعط صيغة كلّ منها.

إذا كانت قيمة ثابت التّأين صغيرة، فإنّ درجة تّأين الحمض في المحلول تكون صغيرة. للأحماض الضعيفة قيم K_a صغيرة والقيمة الأكبر لـ K_a تعني أنّ تّأين الحمض يتمّ بدرجة أكبر والحمض الأقوى له قيمة K_a أكبر.

على سبيل المثال، تساوي قيمة K_a لحمض النيتروز 4.4×10^{-4} بينما تساوي قيمة K_a لحمض الأسيتك 1.8×10^{-5} ، وهذا يعني أنّ حمض النيتروز أكثر تّأيناً في المحلول من حمض الأسيتك، وبالتالي يكون حمض النيتروز أقوى من حمض الأسيتك.

تفقد الأحماض ثنائية البروتون والأحماض ثلاثية البروتون ذرات الهيدروجين واحدة تلو الأخرى. ولا يتمّ تّأين ذرات الهيدروجين بها في تفاعل واحد، إذ إنّ كلّ تّأين ذرة هيدروجين له تفاعل منفصل عن الذرة الأخرى، وبذلك، يكون لكلّ تفاعل ثابت التّأين الخاصّ به. لهذا السبب، نجد أنّ لحمض الفوسفوريك H_3PO_4 ثلاثة ثوابت تّأين لذرات الهيدروجين الثلاث القابلة للتّأين. يوضّح الجدول (14) تفاعلات التّأين وثوابت التّأين لبعض الأحماض الضعيفة الشائعة والمرتبّة بناءً على قيمة ثابت التّأين الأول لكلّ منها. ما هي قيمة ثابت التّأين الثاني لتّأين حمض الفوسفوريك (مستعيناً بالجدول 14)؟

ملاحظة: يكون الحمض في مرحلة التّأين الأولى أقوى، وثابت تّأين المرحلة الأولى أكبر.

الحمض	معادلة التّأين	ثابت تّأين الحمض (K_a ، 25°C)
حمض أوكساليك	$HOOC-COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HOOC-COO^-_{(aq)}$	$K_{a1} = 5.6 \times 10^{-2}$
	$HOOC-COO^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OOC-COO^{2-}_{(aq)}$	$K_{a2} = 5.1 \times 10^{-5}$
حمض الفوسفوريك	$H_3PO_{4(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + H_2PO_{4(aq)}^-$	$K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$
	$H_2PO_{4(aq)}^- \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO_{4(aq)}^{2-}$	$K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$
	$HPO_{4(aq)}^{2-} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + PO_{4(aq)}^{3-}$	$K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$
حمض الميثانويك	$HCOOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-4}$
حمض البنزويك	$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	$K_a = 6.3 \times 10^{-5}$
حمض الأسيتك	$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
حمض الكربونيك	$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-_{(aq)}$	$K_{a1} = 4.3 \times 10^{-7}$
	$HCO_3^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}_{(aq)}$	$K_{a2} = 4.8 \times 10^{-11}$

جدول (14)

ثوابت التّأين لبعض الأحماض الضعيفة الشائعة

يمكن التعبير عن تّأين الحمض بالرمز pK_a حيث إنّ،

$$pK_a = -\log K_a$$

يمكن المقارنة بين قوى الأحماض باستخدام قيم pK_a و K_a . كلّما كانت قيمة pK_a أكبر، كلّما صغرت قيمة K_a وكان الحمض أضعف والعكس صحيح.

3.2 مناقشة

وضّح للطلاب أن الأحماض ثنائية البروتون والأحماض ثلاثية البروتون تفقد ذرات الهيدروجين واحدة تلو الأخرى. دعهم يستنتجون أن تأين ذرات الهيدروجين لا يتم في تفاعل واحد، ولذلك، لكل تفاعل ثابت تأين خاص به. أعط الطلاب مثال حمض الفوسفوريك H_3PO_4 الذي له ثلاثة ثوابت تأين لذرات الهيدروجين الثلاث القابلة للتأين. اطلب إلى الطلاب أن يتفحصوا الجدول (14) الذي يوضح ثوابت التأين لبعض الأحماض ثنائية البروتون وثلاثية البروتون الضعيفة الشائعة.

4.2 مناقشة

اشرح للطلاب أن التعبيرين مركّز ومخفّف يشيران إلى كمية الحمض أو القاعدة الذائبة في المحلول، كما أنهما يشيران أيضاً إلى عدد مولات الحمض أو القاعدة في حجم معين. وجه إلى الطلاب السؤالين التاليين:

• ما الحمض الذي يوجد في العصارة المعدية؟ [حمض

الهيدروكلوريك وهو حمض قوي.]

• تحتوي العصارة المعدية على محلول مخفّف من حمض قويّ

ومع ذلك يظل قويّاً. لماذا؟ [يكون حمض الهيدروكلوريك الموجود

في العصارة المعدية مخفّفًا في حجم معيّن (أي أن عدد مولات الحمض قليلة

نسبة إلى الحجم) ولكنّ جزيئات الحمض كلّها المتواجدة تكون في حالتها

المتأينة.]

لتعميق فهم الطلاب، وضّح لهم أن حمض الأسيتيك الموجود في الخلّ الذي نستخدمه في منازلنا عبارة عن محلول مخفّف لحمض ضعيف وهو حمض الأسيتيك النقي الذي يُعدّ حمضًا ضعيفًا وإن كان تركيزه مرتفعًا في بعض المحاليل.

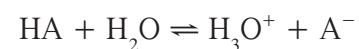
وضّح للطلاب أن محاليل الأمونيا يمكن تخفيفها أو تركيزها تبعًا لكمية غاز الأمونيا الذائبة في حجم معيّن من الماء، وأن محلول الأمونيا سواء أكان مركّزًا أم كان غير مركّز هو قاعدة ضعيفة.

5.2 مناقشة

وضّح للطلاب أن ثابت الاتزان لتأين حمض K_a لحمض ضعيف يمكن حسابه من النتائج التجريبية.

وضّح لهم أن إجراء ذلك ممكن من خلال قياس تركيزات المواد المطلوب حساب ثابت تأينها عند الاتزان.

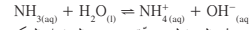
فسّر للطلاب أن هناك علاقة رياضية بين الأس الهيدروجيني وثابت تأين الحمض K_a . توضّح المعادلة التالية التفاعل العام لتأين حمض ضعيف:



2.1 ثابت التأين للقاعدة K_b

Base Dissociation Constant K_b

تفاعل القواعد الضعيفة مع الماء لتكوّن أيون الهيدروكسيد والحمض المرافق للقاعدة. وتُعتبر الأمونيا مثالاً على القاعدة الضعيفة.



يرجع الاتزان في هذه المعادلة بشدّة حدوث التفاعل العكسي. وحوالي

1% فقط من الأمونيا تتواجد في صورة NH_4^+ ، وهذا الكاتيون هو

الحمض المرافق للأمونيا، وتكون تركيزات كل من NH_4^+ و OH^-

منخفضة ومتساوية. ولا يمكن فصل مركّب هيدروكسيد الأمونيا

NH_4OH عن محاليل الأمونيا المائية. ويُشار إلى أن زجاجات المحلول

المائي للأمونيا المستخدمة في المعامل يُكتب عليها هيدروكسيد الأمونيوم

NH_4OH ، علماً أن هذا المركّب هو في حالة اتزان مع الأمونيا.

يُكتب تعبير ثابت الاتزان لتفاعل الأمونيا مع الماء كالتالي،

$$K_{eq} = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3] \times [H_2O]}$$

وكما تعلّمت في مناقشة K_a ، فإن تركيز الماء ثابت في المحاليل المخففة

ويمكن أن نعتبره قيمة ثابتة. وبذلك يمكن كتابة K_{eq} على شكل ثابت

تأين القاعدة: K_b

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]}$$

وبصفة عامة، فإن ثابت تأين القاعدة K_b Base Dissociation Constant هو

نسبة حاصل ضرب تركيز الحمض المرافق بتركيز أيون الهيدروكسيد إلى تركيز

القاعدة عند الاتزان. ويمكن تمثيل الصورة العامة لهذه المعادلة كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{الحمض المرافق}] \times [OH^-]}{[\text{القاعدة}]}$$

ونظراً لأن القواعد مثل الأمونيا تُعتبر ضعيفة بالنسبة إلى أيون

الهيدروكسيد، تكون قيمة K_b لهذه القواعد الضعيفة صغيرة. فقيمة K_b

للأمونيا تساوي 1.8×10^{-5} . وكلما قلّ مقدار K_b كلما كانت القاعدة

أضعف.

تتأين القواعد القوية بالكامل إلى كاتيونات فلزية وأنيونات هيدروكسيد

في محاليلها المائية لذا ليس لديها ثابت تأين. وبعض القواعد القوية، مثل

هيدروكسيد الكالسيوم وهيدروكسيد المغنيسيوم، شحيحة الذوبان في

الماء. ولكنّ الكميات الصغيرة التي تذوب في الماء من تلك القواعد تتأين

تماماً.

فقرة إثرائية

ارتباط البيماء بالصحة

تآكل الأسنان

يعود السبب الرئيس لتآكل الأسنان

إلى حمض ضعيف يُعرف بـحمض

اللاكتيك $C_3H_7O_3$ ثابت

تأينه K_a يساوي 1.4×10^{-4} .

يتكوّن حمض اللاكتيك في الفم

بتأثير نوع خاص من البكتيريا مثل

الاسترثوتوكوكس ميونس على

السكريات الموجودة في الطبقة

اللاصقة على سطوح الأسنان. عند

الظروف العادية، يحفظ اللعاب

تلك الطبقة عند $pH = 6.8$.

وإذا وصل الأس الهيدروجيني pH

إلى 6 أو أعلى، لا يتسبّب ذلك بأيّ

مشاكل، ولكن عندما يقلل حمض

اللاكتيك الأس الهيدروجيني

pH ، تبدأ الطبقة الرقيقة على

سطوح الأسنان بالتآكل، وتتشأ بها

الفراغات ويحدث النخر فيها. وقد

يصل التآكل إلى عاج قاعدة الأسنان

ولب الأسنان الذي يحتوي على

الأوعية الدموية والأعصاب، ما

يؤدي إلى آلام في الأسنان.

ويُكتب ثابت تأيّن هذا الحمض على الشكل التالي:

$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]}$$

وعند حساب اللوغاريتم العشري لناحتي المعادلة الرياضية السابقة نجد:

$$-\log K_a = -\log \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]}$$

$$-\log K_a = -\log [H_3O^+] - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pK_a = pH - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

وتُسمّى هذه المعادلة معادلة هندرسن هاسلبالخ
Henderson Hasselbalch

3. قيم وتوسّع

3. 1. تقييم استيعاب الطلاب للدرس

لتقييم استيعاب الطلاب للدرس، اعرض عليهم النشاط التالي:
الخطوة الأولى لهذا النشاط هي تحضير المحلولين المائيين التاليين:
المحلول الأول: 200 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز $1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ تُضاف إلى كأس زجاجية بحجم 500 mL
المحلول الثاني: 200 mL من محلول حمض الأستيك بتركيز $1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ تُضاف إلى كأس زجاجية بحجم 500 mL
الخطوة الثانية هي معايرة جهاز قياس الأس الهيدروجيني وغمر قطب الجهاز بالمحلول الأول. يمكن قراءة الأس الهيدروجيني لهذا المحلول وهو 2. ثم لمعرفة الأس الهيدروجيني للمحلول الثاني، يُغمّر قطب الجهاز بالمحلول الثاني بعد غسله بالماء المقطر. أظهر الجهاز القراءة التالية 3.4

توجّه إلى الطلاب بالأسئلة التالية:

• ما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول الأول؟

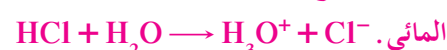
$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• قارن النتيجة بتركيز محلول حمض الهيدروكلوريك HCl.

$$[HCl] = [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

• ماذا يمكن الاستنتاج من هذه المقارنة؟

يمكن استنتاج أن حمض الهيدروكلوريك تأيّن بشكل تام في المحلول



• ما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في المحلول الثاني؟

الاستنتاج؟

$$[H_3O^+] = 10^{-3.4} \approx 4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

إنّ تركيز كاتيونات الهيدرونيوم منخفض جدًّا نسبة إلى عدد مولات الحمض الذائبة في الماء. يتأيّن حمض الأستيك في الماء بشكل جزئي.



3.1 التركيز والقوة Concentration and Strength

يشير التعبيران مركّز ومخفّف إلى كمية الحمض أو القاعدة الذائبة في المحلول، ويشيران أيضًا إلى عدد مولات الحمض أو القاعدة في حجم معيّن من المحلول. ويشير التعبيران قوي أو ضعيف إلى مدى تأيّن الحمض أو القاعدة ويوضّحان عدد الجزيئات المتأينة. فحمض الهيدروكلوريك حمض قوي حيث إنّهُ يتأين بكامله. أمّا عصارة المعدة فهي محلول مخفّف من حمض الهيدروكلوريك. فهناك عدد قليل من جزيئات HCl في حجم معيّن من عصارة المعدة ولكنّ جميعها متأين. بناءً على ما سبق، إذا أُضيفت عيّنة من حمض قوي إلى حجم كبير من الماء فسوف تعطي محلولًا مخفّفًا ولكنه يبقى حمضًا قويًا لأنّ كلّ العيّنة ستكون في صورتها المتأينة. يمكن تخفيف محاليل الأمونيا أو زيادة تركيزها تبعًا لكمية غاز الأمونيا الذائبة في حجم معيّن من المحلول. وبصفة عامة، سوف تكون الأمونيا قاعدة ضعيفة حيث إنّ درجة تأيّناتها صغيرة سواء أكان محلول الأمونيا مركّزًا أم كان مخفّفًا. يوضّح الجدول (15) تركيزات الأحماض والقواعد الشائعة الموجودة في المعامل المدرسية.

التركيز	الحمض أو القاعدة	
	mol/L	g/L
12	438	حمض الهيدروكلوريك المركّز
6	219	حمض الهيدروكلوريك المخفّف
18	1764	حمض الكبريتيك المركّز
6	588	حمض الكبريتيك المخفّف
15	1470	حمض الفوسفوريك المركّز
16	1008	حمض النيتريك المركّز
6	378	حمض النيتريك المخفّف
17	1020	حمض الأسيتيك المركّز
6	360	حمض الأسيتيك المخفّف
6	240	هيدروكسيد الصوديوم المخفّف
15	255	محلول الأمونيا المركّز
6	102	محلول الأمونيا المخفّف

جدول (15)

تركيزات الأحماض والقواعد الشائعة الموجودة في مختبرات المدارس

فقرة إرشادية

الكيمياء في خدمة البيئة

المطر الحمضي

تعرّض مساحات شاسعة من الغابات للأذى، وتعرّض أيضًا الأحجار المنقوشة القديمة لعوامل التعرية والتآكل، ما أدى إلى اختفاء التفاصيل المنقوشة عليها. يُعتبر المطر الحمضي السبب الوحيد لهذا الدمار.

إنّ المطر حمضي بطبيعته. ولا تتسبب حموضته العادية أيّ مشاكل بما أنّها معتدلة نسبيًا، ونظرًا لتأقلم الحيوانات والنباتات معها. ولكن إذا قلّ الأس الهيدروجيني pH للمطر المتساقط عن 5.6، تبدأ تأثيراته السلبية بالظهور. وحيثما يسقط المطر الحمضي يسبّب دمارًا شديدًا للمباني، والدهانات، والفلزات، كما أنّه يزيل الموادّ الغذائية من التربة، وقد يهدّد مباشرةً صحة الإنسان.

ينتج المطر الحمضي عندما تتصاعد غازات أكاسيد الكبريت SO_2 وكذلك أكاسيد النيتروجين NO_x إلى الهواء الجوي. وعلى الرغم من وجود مصادر طبيعية لهذه الملوثات، مثل البراكين، تتولّد معظم هذه الغازات من مصادر أساسها الإنسان، مثل محطات توليد الكهرباء، وذلك باستخدام الطاقة الحرارية المتولّدة من الفحم وزيت البترول. تتحوّل غازات أكاسيد الكبريت في الجوّ إلى حمض كبريتيك H_2SO_4 ، وتحوّل غازات أكاسيد النيتروجين إلى حمض النيتريك HNO_3 . وفي النهاية، تسقط تلك الأحماض على سطح الأرض مع قطرات مياه الأمطار أو مع رقائق الثلج.

• ما نسبة تأين حمض الأسيتيك؟

$$\text{درجة التأين} = \frac{\text{تركيز الحمض المتأين}}{\text{تركيز الحمض الابتدائي}} = \frac{\text{تركيز كاتيون الهيدرونيوم}}{\text{تركيز الحمض الابتدائي}}$$

$$\text{درجة التأين} = \frac{4 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 0.04 \text{ أي نسبة } 4\%$$

راجع مع الطلاب أن الأحماض والقواعد تُصنّف إلى قوية وضعيفة تبعاً لدرجة تأينها في الماء، وأنه يمكن استنتاج ذلك من قيم الأس الهيدروجيني.

في المحلول الحمضي: $\text{pH} = -\log C_a \Rightarrow \text{حمض قوي}$

في المحلول القاعدي: $\text{pH} > -\log C_a \Rightarrow \text{حمض ضعيف}$

في المحلول القاعدي: $\text{pH} = 14 + \log C_b \Rightarrow \text{قاعدة قوية}$

(عند 25 °C) $\text{pH} < 14 + \log C_b \Rightarrow \text{قاعدة ضعيفة}$

ثم توجه إلى الطلاب بالسؤالين التاليين:

• ما الذي يميّز محاليل الأحماض والقواعد الضعيفة؟ [تتميّز هذه

المحاليل بثابت تأينها.]

• ما هو ثابت تأين حمض الأسيتيك في المحلول الثاني؟ توضّح

المعادلة التالية تأين حمض الأسيتيك في الماء:



يكون ثابت تأين هذا الحمض:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

تبعاً لمبدأ اتحادية العناصر:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

تركيز $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ الابتدائي هو $1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

حساب $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ عند الاتزان:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (1 \times 10^{-2}) - (4 \times 10^{-4}) = 9.6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{(4 \times 10^{-4}) \times (4 \times 10^{-4})}{9.6 \times 10^{-3}} = 1.67 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

2.3 إعادة التعليم

قسّم الطلاب إلى مجموعات وارسم الجدول التالي على السبورة، ثم اطلب إلى كلّ مجموعة رسم الجدول نفسه على الكراسة. دع الطلاب يتشاركون في إكمال الجدول التالي.

الحمض القوي	الحمض الضعيف	الميزة
يتأين الحمض القوي بشكل تام في المحلول المائي.	يتأين الحمض الضعيف بشكل جزئي في المحلول المائي لينتج القليل من كاتيونات الهيدرونيوم.	
يحتوي المحلول على أيونات وجزيئات الماء.	يحتوي المحلول على كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الحمض وجزيئات الحمض وجزيئات الماء.	محتوى المحلول
إلكتروليت قوي	إلكتروليت ضعيف	الإلكتروليتيّة (توصيل التيار الكهربائي)
$\text{HNO}_3, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$	$\text{HF}, \text{HCN}, \text{CH}_3\text{COOH}, \text{HCOOH}$	أمثلة

2. حساب ثوابت التأين

Calculating Dissociation Constants

يمكنك حساب ثابت تأين حمض K_a لحمض ضعيف من النتائج التجريبية. لإجراء ذلك، تحتاج إلى قياس تركيزات للمواد كلها الموجودة عند الاتزان. يمكنك تعيين هذه التركيزات تقريباً لحمض ضعيف إذا علمت قيمة التركيز المولاري الابتدائي للحمض وقيمة الأس الهيدروجيني pH (أو تركيز كاتيون الهيدرونيوم) للمحلول عند الاتزان.

مثال (1)

يتأين حمض الأسيتيك CH_3COOH جزئياً في محلول مائي للحمض بتركيز 0.1 M. عند قياس تركيزات المواد الموجودة عند الاتزان، تُبين أنّ تركيز أنيون الأسيتات CH_3COO^- يساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم، $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$. أحسب قيمة ثابت التأين لحمض الأسيتيك.

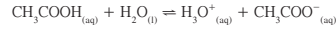
طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M}$
غير المعلوم: $K_a = ?$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$

يحدث تأين الحمض على الشكل التالي:



المعادلة الرياضية لثابت تأين الحمض لهذا التفاعل:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

الجزء الذي يتأين من حمض الأسيتيك CH_3COOH يعطي كاتيون هيدرونيوم H_3O^+ وأنيون أسيتات CH_3COO^- ، لذلك يكون عند الاتزان، $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$ ويكون تركيز حمض الأسيتيك CH_3COOH عند الاتزان التركيز الابتدائي له مطروحاً منه تركيز الحمض المتأين:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{عند الاتزان}} = 0.1 - (1.34 \times 10^{-3}) = 0.0987 \text{ M}$$

يمكنك الآن التعويض عن قيم التركيزات عند الاتزان في المعادلة الرياضية لحساب K_a .

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(1.34 \times 10^{-3}) \times (1.34 \times 10^{-3})}{0.0987} = 1.82 \times 10^{-5}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

قيمة K_a تتلاءم مع القيمة لحمض ضعيف.

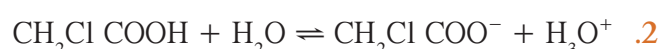
اطلب إلى الطلاب رسم جدول آخر لقواعد أرهينيوس القوية والضعيفة.

الميزة	القاعدة القوية	القاعدة الضعيفة
تتأين القاعدة القوية بشكل تام في المحلول المائي .	تتأين القاعدة الضعيفة بشكل جزئي في المحلول المائي لتنتج القليل من أيونات الهيدروكسيد .	
يحتوي المحلول على أيونات فحسب .	يحتوي المحلول على الهيدروكسيد والكاتيون (فلزي أو NH_4^+) وجزيئات القاعدة .	
إلكتروليت قوي	إلكتروليت ضعيف	
أمثلة	$\text{KOH} , \text{Ca(OH)}_2$ NaOH	$\text{NH}_3 , \text{Cu(OH)}_2$ CH_3NH_3

إجابات أسئلة الدرس 4-1

1. الحمض القوي هو الحمض الذي يتأين بالكامل في المحلول المائي، في حين أن الحمض الضعيف هو الحمض الذي يتأين جزئياً في المحلول المائي.

بناءً على الجدول، الحمض الأقوى هو حمض الأوكساليك والحمض الأضعف هو حمض الكربونيك.



$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]}$$

حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ عند الاتزان:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1.8} = 1.6 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

حساب $[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]$ عند الاتزان تبعاً لاتحادية العناصر:

$$[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.6 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

حساب $[\text{CH}_2\text{ClCOOH}]$ عند الاتزان:

$$[\text{CH}_2\text{ClCOOH}] = 0.18 - 1.6 \times 10^{-2} = 0.164 \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{(1.6 \times 10^{-2}) \times (1.6 \times 10^{-2})}{0.164} = 1.56 \times 10^{-2}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad 3. \text{ ثابت التأين لهذا الحمض:}$$

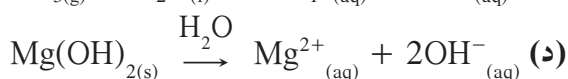
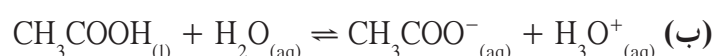
كلما صغرت قيمة K_a كلما كان الحمض ضعيفاً أي قليل التأين ويكون $[\text{H}_3\text{O}^+]$ أقل من $[\text{HA}]$.

أسئلة تطبيقية وحلها

- احسب K_a لحمض الميثانويك HCOOH إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في محلول 0.1 M يساوي 4.2×10^{-3} .
الحل: $K_a = 1.84 \times 10^{-4}$
- يساوي تركيز محلول حمض ضعيف أحادي البروتون 0.2 M، ويساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم 9.86×10^{-4} M. (أ) ما هو الأس الهيدروجيني pH لهذا المحلول؟ (ب) ما هي قيمة K_a لهذا الحمض؟
الحل: pH = 3 (أ)
 $K_a = 4.80 \times 10^{-6}$ (ب)

مراجعة الدرس 4-1

- ما هو تعريف كل من الحمض القوي والحمض الضعيف؟ بناءً على قيمة ثابت التأين، أي من الأحماض المذكورة في الجدول (14) يكون الأقوى؟ وأي من الأحماض يكون الأضعف؟
- يساوي الأس الهيدروجيني لمحلول مائي من حمض الأسيتيك أحادي الكلور CH_2ClCOOH تركيز 0.18 M. احسب قيمة ثابت التأين لهذا الحمض.
- لحمض HA قيمة K_a صغيرة جداً. كيف نقارن الكميات النسبية لكل من H_3O^+ و HA عند الاتزان؟
- اكتب معادلات التأين لكل من الأحماض والقواعد التالية في الماء:
(أ) حمض النيتريك
(ب) حمض الأسيتيك
(ج) الأمونيا
(د) هيدروكسيد المغنيسيوم
- عندما نتكلم عن محاليل الأحماض والقواعد، نستخدم مصطلحات قوي/ضعيف ومركّز/مخفف. قارن بين هذين الزوجين من المصطلحات.



5. يدلّ الزوج قوي/ضعيف على نسبة تأين الأحماض والقواعد في المحاليل. أمّا مركّز/مخفف فيدلّ على نسبة الأحماض والقواعد الذائبة في المحاليل.

مراجعة الوحدة الثالثة

الملخص

وجّه الأسئلة التالية لمساعدة الطلاب على تلخيص المعلومات التي تحتوي عليها الوحدة.

◀ ما هي الخواص التي تمتاز بها الأحماض؟ وما هي الخواص التي

تمتاز بها القواعد؟ [تعرّف الأحماض على أنها تلك المواد التي لها طعم

لاذع وحامض والتي تغيّر لون ورقة تباع الشمس من الأزرق إلى الأحمر .

تعرّف القواعد على أنها تلك المواد التي لها طعم مرّ وملمس زلق والتي تغيّر

لون ورقة تباع الشمس من الأحمر إلى الأزرق .]

◀ أعطِ أسماء الأحماض التالية: H_2SO_4 ، H_2SO_3 ، HI ، وحدّد ما إذا

كان الحمض ثنائي العنصر أو أكسجينياً. HI : حمض الهيدروبيديك

وهو حمض ثنائي العنصر، H_2SO_4 : حمض الكبريتيك وهو حمض

أكسجيني،

H_2SO_3 : حمض الكبريتوز وهو حمض أكسجيني .

◀ أعطِ أسماء القواعد التالية: NaOH ، Ca(OH)_2 ، KOH .

KOH : هيدروكسيد البوتاسيوم، NaOH : هيدروكسيد الصوديوم،

Ca(OH)_2 : هيدروكسيد الكالسيوم

◀ علّل العلاقة الرياضية التالية $\text{pK}_w = 14$ ، ثم اربط pK_w بطبيعة

المحاليل.

$\text{K}_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ (عند 25°C)

عند حساب اللوغاريتم العشري لطرفي المعادلة، نحصل على

$-\log \text{K}_w = -\log 10^{-14}$

$\text{pK}_w = 14$

محلول متعادل:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7 \Rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_w$

محلول حمضي:

$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} < 7 \Rightarrow \text{pH} < \frac{1}{2} \text{pK}_w$

محلول قاعدي:

$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} > 7 \Rightarrow \text{pH} > \frac{1}{2} \text{pK}_w$

◀ ما هي النظرية الأشمل والأوسع للأحماض والقواعد؟ وعلام

ترتكز؟ [النظرية الأشمل والأوسع هي نظرية لويس وترتكز على إعطاء

واستقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة لتكوين رابطة تساهمية. قاعدة

لويس هي المادة التي تعطي زوجاً من الإلكترونات وحمض لويس هو المادة

التي تستقبل زوجاً من الإلكترونات .]

◀ علام يدلّ ثابت التأيّن؟ [يدلّ ثابت التأيّن على كمية الحمض أو القاعدة

المتأينة نسبة إلى كمية الحمض أو القاعدة الذائبة (K_a و K_b) .]

مراجعة الوحدة الثالثة

المفاهيم

pOH	الأس الهيدروجيني	pH	الأس الهيدروكسيدي
Acid Dissociation Constant (K_a)	ثابت تأيّن الحمض	Water Self – Ionization	ثابت تأيّن الماء
Dissociation Constant of Water	ثابت تأيّن الماء	Base Dissociation Constant (K_b)	ثابت تأيّن القاعدة
Monoprotic Acid	حمض أحادي البروتون	pH – Meter	جهاز قياس الأس الهيدروجيني
Triprotic Acid	حمض ثلاثي البروتون	Oxyacid	حمض أكسجيني
Diprotic Acid	حمض ثنائي البروتون	Binary Acid	حمض ثنائي
Strong Acid	حمض قوي	Weak Acid	حمض ضعيف
Indicator	دليل تعادل	Conjugate Acid	حمض مرافق
Weak Base	قاعدة ضعيفة	Conjugate Acid/Base Pair	زوج حمض/قاعدة مرافق
Conjugate Base	قاعدة مرافقة	Strong Base	قاعدة قوية
Basic Solution	محلول قاعدي	Acidic Solution	محلول حمضي
Proton Acceptor	مستقبل البروتون	Neutral Solution	محلول متعادل
Proton Donor	معطي البروتون	Electron–Pair Acceptor	مستقبل زوج إلكترونات
Arrhenius Acid – Base Theory	نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد	Electron – Pair Donor	معطي زوج إلكترونات
Lewis Acid–Base Theory	نظرية لويس للأحماض والقواعد	Brønsted–Lowry Acid–Base Theory	نظرية برونستد–لوري للأحماض والقواعد

المعارم الرئيسة للوحدة

(1-1) وصف الأحماض والقواعد

- للأحماض طعم لاذع وهي إلكترونات تتفاعل مع الفلزّات النشطة لتنتج غاز الهيدروجين وتتفاعل مع القواعد لتكوّن أملاحاً وماء.
- للقواعد طعم مرّ وهي أيضاً إلكترونات تتفاعل مع الأحماض لتكوّن أملاحاً وماء.
- يتأيّن حمض أرهينيوس في الماء ليعطي كاتيون الهيدروجين، وتأيّن قاعدة أرهينيوس في الماء لتعطي أنيون الهيدروكسيد.
- حمض برونستد – لوري معطٍ للبروتونات وقاعدة برونستد – لوري مستقبلة للبروتونات.
- يتكوّن زوج الحمض/القاعدة المرافق من مادّتين مرتبطتين بفقدان كاتيون الهيدروجين أو باكتسابه.
- حمض لويس مستقبل لزوج من الإلكترونات وقاعدة لويس معطية لزوج من الإلكترونات.

(2-1) تسمية الأحماض والقواعد

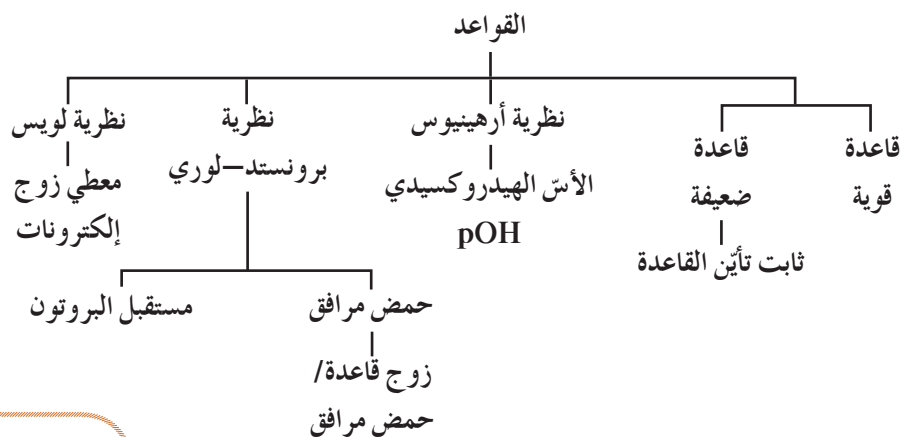
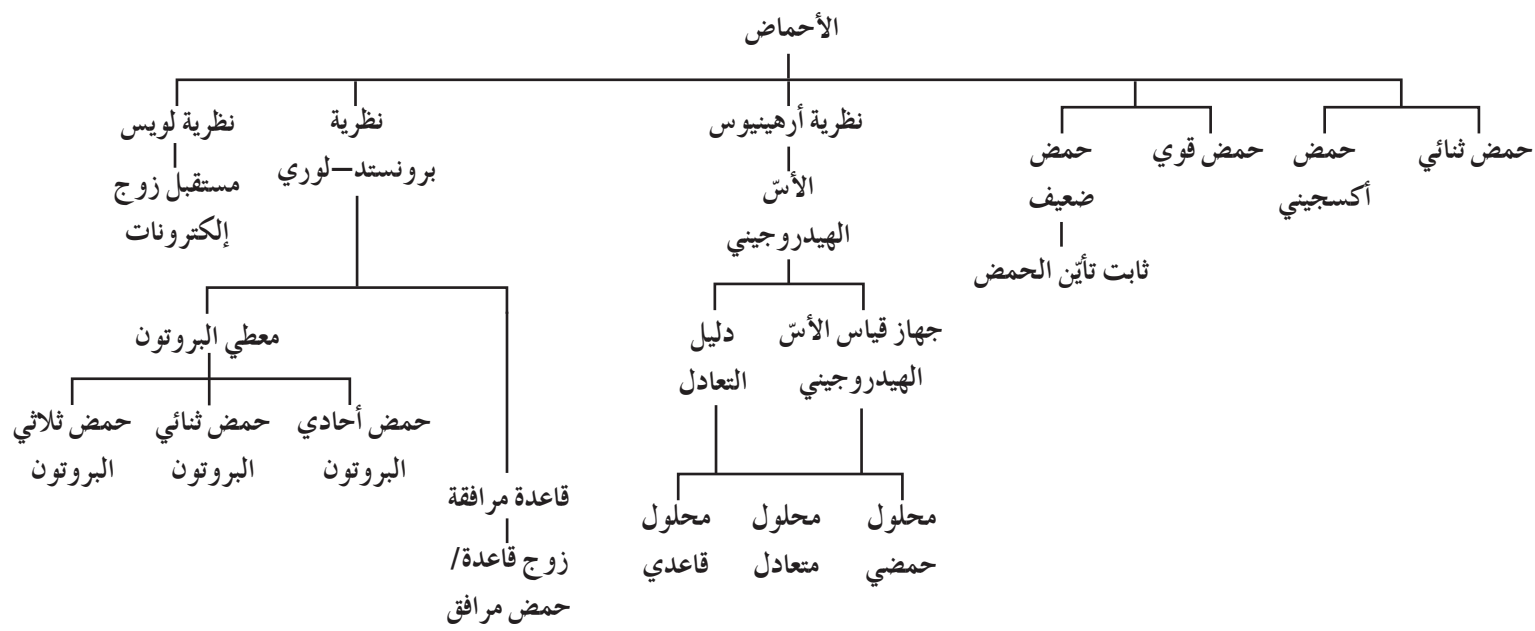
- أسماء الأحماض الثنائية مرتبطة بالعنصر A في الصيغة العامة $\text{H}_n\text{X}_m\text{O}_p$ أما أسماء الأحماض الأكسجينية مرتبطة بعدد تأكسد عنصر اللافلزي X في الصيغة العامة $\text{H}_n\text{X}_m\text{O}_p$.
- يُطلق على القواعد المتواجدة على هيئة مركّبات أيونية التسميات نفسها التي تُطلق على المركّبات الأيونية.

(3-1) كاتيونات الهيدروجين والحموضة

- ينتج عن جزيئي ماء أيونات بالتأين الذاتي للماء، فتأين جزيئات الماء إلى كاتيونات هيدرونيوم وأنيونات هيدروكسيد OH^- .
- في المحاليل المائية، يساوي حاصل ضرب تركيز كاتيون الهيدرونيوم وتركيز أنيون الهيدروكسيد K_w 1×10^{-14} عند درجة 25°C .
- في المحلول الحمضي، يكون $[\text{H}_3\text{O}^+]$ أكبر من $[\text{OH}^-]$. وفي المحلول القاعدي، يكون $[\text{OH}^-]$ أكبر من $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- على مقياس pH، يمثّل الصفر الحمض القوي جداً، وتمثّل القيمة 14 القاعدة القوية جداً، وتمثّل القيمة 7 المحاليل المتعادلة. والماء النقي له pH يساوي 7 عند درجة 25°C .
- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ ، pH تمثّل العلاقة بين pH و $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ، $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$ ، pOH تمثّل العلاقة بين pOH و $[\text{OH}^-]$.
- لقياس الأس الهيدروجيني pH للمحاليل ذات الحجم الصغيرة، يمكن استخدام أدلة التعادل أو أسطرة الأدلة الورقية أو جهاز قياس الأس الهيدروجيني.
- يُستخدم جهاز قياس الأس الهيدروجيني للقياسات الدقيقة والسريعة لقيم الأس الهيدروجيني pH.

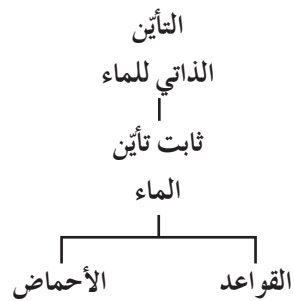
(4-1) قوى الأحماض والقواعد

- الأحماض القوية أحماض تتأين في الماء كلياً، أمّا الأحماض الضعيفة فهي أحماض تتأين في الماء جزئياً.
- القواعد القوية قواعد تتأين في الماء كلياً، أمّا القواعد الضعيفة فهي قواعد تتأين في الماء جزئياً.
- يُعتبر ثابت تأيّن الحمض K_a مقياساً كمّياً لقوّة ذلك الحمض.
- يُعتبر ثابت تأيّن القاعدة K_b مقياساً كمّياً لقوّة تلك القاعدة.



خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضحة في الشكل التالي لرسم خريطة تنظم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة:



تحقق من فهمك

1. $\text{pH} = 6.1$
2. HNO_2 (أ) Al(OH)_3 (ب)
3. H_3PO_4 (ج) CH_3COOH (د)
3. $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$
4. $[\text{OH}^-] = 10^{-7}\text{M}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}\text{M}$
5. يُحسب بتحديد تركيز كاتيون الهيدرونيوم من خلال العلاقة الرياضية $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$
6. عند درجة 25°C ، يكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}\text{M}$ $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$
7. تبعاً لنظرية أرهينيوس، تتأين الأحماض في الماء لتعطي H^+ وتتأين القواعد في الماء لتعطي OH^- .
8. (أ) قاعدة أرهينيوس (ب) حمض أرهينيوس (ج) قاعدة أرهينيوس (د) حمض أرهينيوس (هـ) حمض أرهينيوس
9. HNO_3 ، HBr ، $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ هي أحماض أحادية البروتون و H_2SO_4 هو حمض ثنائي البروتون.
10. (أ) HNO_3 : معطي كاتيون هيدروجين H_2O : مستقبل كاتيون هيدروجين (ب) CH_3COOH : معطي كاتيون هيدروجين H_2O : مستقبل كاتيون هيدروجين (ج) H_2O : معطي كاتيون هيدروجين NH_3 : مستقبل كاتيون هيدروجين (د) H_2O : معطي كاتيون هيدروجين CH_3COO^- : مستقبل كاتيون هيدروجين
11. $\text{HNO}_3 / \text{NO}_3^-$ $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$
12. حمض لويس مستقبل لزوج أو أكثر من الإلكترونات وقاعدة لويس معطية لزوج من الإلكترونات. استخدم لويس مفهوماً أكثر عمومية وهو استخدام زوج من الإلكترونات الحرة بدلاً من البروتون لتكوين الرابطة التساهمية (تناسقية)، ما أضاف مركبات أخرى تُعدّ أحماض أو قواعد لويس.
13. (أ) قاعدة قوية (ب) حمض قوي (ج) قاعدة ضعيفة (د) حمض قوي

تحقق من فهمك

1. إن مجرد تذوق القليل من عصير الليمون يُشعر بك مباشرةً بحموضة هذه الفاكهة. انطلاقاً من ذلك، أي قيمة من قيم pH التالية هي الأكثر توقفاً لهذه الفاكهة. $\text{pH} = 11$ أو $\text{pH} = 7.9$ ، $\text{pH} = 2$ ، $\text{pH} = 6.1$.
2. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات التالية، (أ) حمض النيتروز (ب) هيدروكسيد الألمنيوم (ج) حمض الفوسفوريك (د) حمض الأسيتيك
3. اكتب معادلة توضّح تأين الماء.
4. ما هو تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في الماء النقي عند درجة 25°C ؟
5. كيف يُحسب pH لمحلول ما؟
6. لماذا تساوي قيمة pH للماء النقي 7 عند درجة 25°C ؟
7. كيف وصفت نظرية أرهينيوس الأحماض والقواعد؟
8. حدّد ما إذا كان كل مركب من المركبات التالية حمضاً أرهينيوس أو قاعدة أرهينيوس: KOH (ج) HNO_3 (ب) Ca(OH)_2 (أ) H_2SO_4 (د) HBr (هـ) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ (د)
9. حدّد ما إذا كان كل حمض من الأحماض في السؤال السابق (8) أحادي البروتون، ثنائي البروتون، أو ثلاثي البروتون.
10. حدّد ما إذا كانت كل مادة متفاعلة في المعادلات التالية معطية لكاتيون الهيدروجين (حمض) أو مستقبل لكاتيون الهيدروجين (قاعدة). $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ (أ) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ (ب) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (ج) $\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ (د)
11. سمّ أزواج الحمض/القاعدة في كل معادلة من معادلات السؤال السابق (10).
12. ما هو حمض لويس؟ وما هي قاعدة لويس؟ لماذا تُعتبر نظرية لويس أكثر شمولية وتعميماً من كل من نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري؟
13. حدّد ما إذا كان كل من المركبات التالية حمضاً أو قاعدة قوية أو ضعيفة. H_2SO_4 (د) NH_3 (ج) HCl (ب) NaOH (أ)
14. لماذا يُعتبر كل من Ca(OH)_2 و Mg(OH)_2 قاعدة قوية على الرغم من أنّ محاليلها المشبعة قاعدية معتدلة؟
15. هل من الممكن الحصول على محلول مركز بكاتيونات الهيدرونيوم من حمض ضعيف؟ فسر إجابتك.
16. إذا كان هناك مادة مصنّفة بحسب برونستد - لوري كمادة قاعدية، هل يمكنك الاستنتاج أنّ هذه المادة هي أيضاً قاعدية بالنسبة لأرهينيوس؟

أسئلة مراجعة الوحدة 3

136

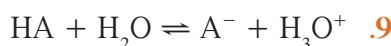
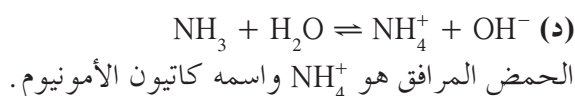
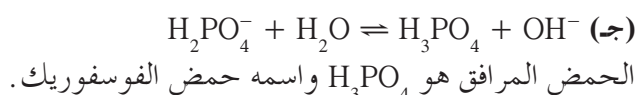
أسئلة مراجعة الوحدة 3

14. لأن هذه القواعد في المحاليل غير المشبعة تتأين كلياً (أي أن الجزء الذي يذوب في الماء يتأين بشكل تام لإنتاج قاعدة قوية).
15. كلاً، هذا ليس ممكناً، فدرجة تأين الحمض الضعيف جزئية فحسب ولن يتكوّن تركيز عالٍ من H_3O^+ .
16. كلاً، فيمكن أن تكون المادة المصنّفة كقاعدة بحسب برونستد - لوري قد صُنّفت كذلك تبعاً لتبادل البروتونات ولا تعطي OH^- في محلول مائي، لذا يمكن أن تكون غير قاعدية بحسب أرهينيوس.
17. قاعدية
18. (أ) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$ معطٍ مستقبل
18. (ب) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$ معطٍ مستقبل
- (ب) نعم، HPO_4^{2-} مادة مترددة لأنه يتصرّف كحمض وكقاعدة.
19. إنقاص قيمة الـ pH
20. $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ الأزواج المرافقة: $\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-$ $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$

17. هل المادة التي تُنتج بعد أن يعطي الحمض كاتيون الهيدروجين قاعدية أو حمضية؟
 18. يُعتبر أنيون HPO_4^{2-} من مكونات الدم التي تساعد على المحافظة على ثبات قيمة الأس الهيدروجيني pH فيه.
 (أ) اكتب المعادلتين اللتين تظهران سلوك HPO_4^{2-} كحمض وكقاعدة.
 (ب) هل يمكن تسمية HPO_4^{2-} مادة مترددة؟
 19. في بعض عمليات تصنيع الصابون، تُضاف بعض الكميات من حمض الستريك، وذلك قبل وضع الصابون في قوالب لتقطيعه. هل المقصود من هذه العملية زيادة قيمة pH أو إنقاصها؟
 20. اكتب معادلة تأين الحمض الضعيف HCOOH في الماء وأشير إلى الأزواج المرافقة.
 21. اكتب المعادلة التي تظهر أن HClO_3 هو حمض أرهنيوس في الماء.
 22. عند إذابة 2 mol من HCl في 1 L من الماء، تبيّن أن المحلول المائي يحتوي على 2 mol من كاتيون الهيدرونيوم و 2 mol من أنيون الكلوريد. حدّد ما إذا كان HCl حمضاً قوياً، أو حمضاً ضعيفاً، أو قاعدة قوية، أو قاعدة ضعيفة.
 23. عند إذابة 1 mol من جزيء مجهول X(OH)_3 في 1 L من الماء، تبيّن أن المحلول المائي يحتوي على 3×10^{-11} mol من (OH^-) . حدّد ما إذا كان هذا الجزيء X(OH)_3 حمضاً قوياً، أو حمضاً ضعيفاً، أو قاعدة قوية، أو قاعدة ضعيفة.

اختبر مهاراتي

1. احسب قيمة pH لكل محلول من المحاليل التالية وحدّد إن كان كلّ منها حمضاً أو قاعدة.
 (أ) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$
 (ب) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$
 (ج) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$
 (د) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$
 2. ما هي قيمة تركيزات أنيون الهيدرونيوم للمحاليل التي لها قيم pH التالية؟
 (أ) 4 (ب) 8 (ج) 12
 3. احسب قيمة pH أو $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لكل محلول من المحاليل التالية.
 (أ) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.4 \times 10^{-6} \text{ M}$ (ب) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 9.1 \times 10^{-9} \text{ M}$
 (ج) $\text{pH} = 13.2$ (د) $\text{pH} = 6.7$
 4. مشروب غازي له pH يساوي 3.8. ما هو تركيز كاتيون الهيدرونيوم في هذا المشروب؟
 5. اكتب معادلة التفاعل لتأين كلّ من المركبين التاليين في الماء.
 (أ) هيدروكسيد البوتاسيوم (ب) هيدروكسيد المغنيسيوم
 6. اكتب تعبيراً لـ K_a لكل حمض من الأحماض التالية علماً أن ذرة هيدروجين واحدة فقط تتأين.
 (أ) HF (ب) H_2CO_3



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.8 \times 1.4}{100} = 1.12 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HX}]} = \frac{(1.12 \times 10^{-2})^2}{0.8 - (1.12 \times 10^{-2})} = 1.6 \times 10^{-4}$$

10. $\text{pH} = 4.6 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-4.6} \text{ M} = 2.5 \times 10^{-5} \text{ M}$ (أ)

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = 10^{-9.4} = 3.9 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 4.6 = 9.4$$

(ب) $\text{pH} = 9.3 \Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-9.3} \text{ M} = 5 \times 10^{-10} \text{ M}$

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}$$

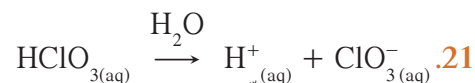
$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = 10^{-4.7} = 2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

(ج) $\text{pOH} = 1.73$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1.73 = 12.27$$

(د) $\text{pOH} = 8.2$

$$\text{pH} = 14 - 8.2 = 5.8$$



22. إن HCl يتأين كلياً في الماء، 2 mol HCl قد أعطيا



بسبب تساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم و Cl^- .

23. إن X(OH)_3 لا يتأين كلياً، فهو قاعدة ضعيفة لأنّ تركيز

أنيون الهيدروكسيد أقلّ من تركيز محلول X(OH)_3 .

اختبر مهاراتي

1. (أ) $\text{pH} = 2$ حمض (ب) $\text{pH} = 12$ قاعدة

(ج) $\text{pH} = 6$ حمض (د) $\text{pH} = 6$ حمض

2. (أ) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-10} \text{ M}$

(ب) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$

(ج) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

3. (أ) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.4 \times 10^{-6} \text{ M}$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log(2.4 \times 10^{-6}) = 5.6$$

(ب) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 9.1 \times 10^{-9} \text{ M}$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log(9.1 \times 10^{-9}) = 8.04$$

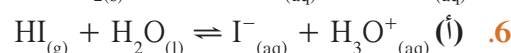
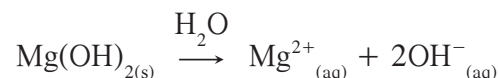
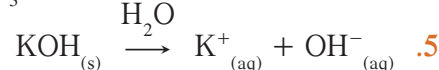
(ج) $\text{pH} = 13.2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13.2} = 6.3 \times 10^{-14} \text{ M}$$

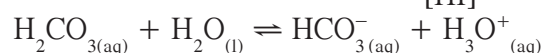
(د) $\text{pH} = 6.7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6.7} = 2 \times 10^{-7} \text{ M}$$

4. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.8} = 1.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

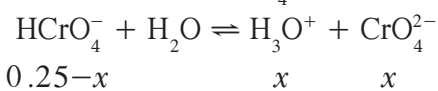


$$K_a = \frac{[\text{I}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HI}]}$$



$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

7. $[\text{KHCrO}_4] = 0.25 \text{ M}$



$$0.25 - x \quad \quad \quad x \quad \quad \quad x$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.5} \text{ M} = 3.16 \times 10^{-4} \text{ M}$$

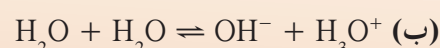
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CrO}_4^{2-}]}{[\text{HCrO}_4^-]}$$

$$= \frac{(3.16 \times 10^{-4}) \times (3.16 \times 10^{-4})}{(0.25 - (3.16 \times 10^{-4}))}$$

$$K_a \approx 4 \times 10^{-7}$$



الحمض المرافق هو HClO_2 واسمه كلوريت هيدروجين.

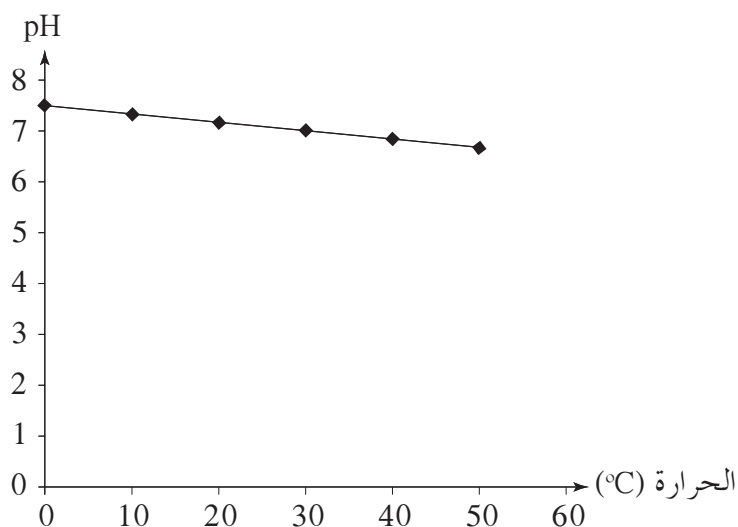


الحمض المرافق هو H_3O^+ واسمه كاتيون الهيدرونيوم.

7. محلول KHCrO_4 له تركيز 0.25 M وأس هيدروجيني 3.5 pH. ما هو ثابت تأين هذا الحمض؟
 8. اكتب صيغة الحمض المرافق لكل قاعدة برونستد - لوري، واذكر اسمه.
 NH_3 (أ) H_2PO_4^- (ج) H_2O (ب) ClO_2^- (د)
 9. من خلال القياسات المخبرية تبين أن 1.4% فقط من محلول 0.8 M لحمض ضعيف يتأين. احسب قيمة K_a لهذا الحمض.
 10. احسب $[\text{OH}^-]$ أو pH لكل محلول من المحاليل التالية:
 (أ) pH = 4.6 (ب) pH = 9.30
 (ج) $[\text{OH}^-] = 1.8 \times 10^{-2} \text{ M}$ (د) $[\text{OH}^-] = 7.3 \times 10^{-9} \text{ M}$
 11. اكتب المعادلات الثلاث التي توضح تأين ذرات الهيدروجين الثلاث لحمض الفوسفوريك.
 12. استخدم تعريف برونستد - لوري لكل من الأحماض والقواعد التالية لتحديد ما إذا كانت كل مادة متفاعلة حمضاً أو قاعدة.
 $\text{KOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$ (أ)
 $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (ب)
 13. أثبت العلاقة $\text{pOH} + \text{pH} = 14$.
 14. يتغير ثابت تأين الماء K_w بتغير درجة الحرارة كما هو موضح في الجدول أدناه.

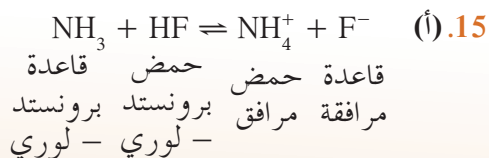
pH	K_w	درجة الحرارة (°C)
	1.137×10^{-15}	0
	2.917×10^{-15}	10
	6.807×10^{-15}	20
	1.469×10^{-14}	30
	2.917×10^{-14}	40
	5.470×10^{-14}	50

- (أ) احسب قيمة pH للماء لكل درجة حرارة في الجدول، واستخدم هذه النتائج لرسم علاقة بيانية توضح العلاقة بين pH ودرجة الحرارة.
 (ب) باستخدام الرسم البياني، قُدِّر pH للماء عند 15°C .
 (ج) عند أي درجة حرارة تساوي قيم pH للماء 6.85 تقريباً؟

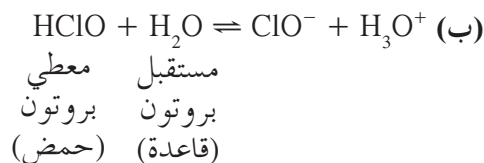
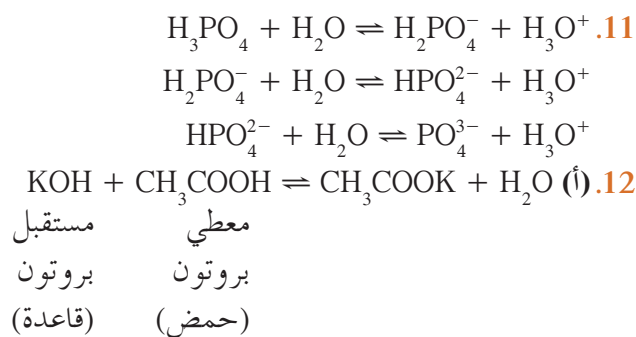


(ب) $\text{pH} \approx 7.1$

(ج) حوالي 33°C



الأزواج المرافقة في التفاعل: $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ و HF / F^-



13. قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في الماء النقي هي $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ عند درجة 25°C وللماء في هذه الحالة تركيز هيدروكسيد هو $1 \times 10^{-7} \text{ M}$.
 بناءً على ذلك،

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$-\log ([\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

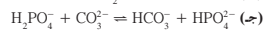
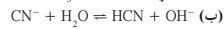
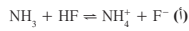
$$(-\log [\text{H}_3\text{O}^+]) + (-\log [\text{OH}^-]) = 14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

14. (أ)

pH	درجة الحرارة (°C)
7.472	0
7.267	10
7.083	20
6.916	30
6.767	40
6.63	50

15. حدّد أحماض برونستد - لوري وقواعده، وارفقها بحمض أو بقاعدة في المعادلات التالية:



16. احسب قيمة pH لمحلول HNO_3 يساوي تركيزه 0.08 M.

17. احسب تركيز كاتيونات الهيدرونيوم في عَصير يساوي فيه الـ pH 4.2.

18. احسب تركيز كاتيونات الهيدرونيوم في محلول تركيز أنيونات الهيدروكسيد فيه يساوي $1.6 \times 10^{-2} \text{ M}$.

19. احسب تركيز كاتيونات الهيدرونيوم لمحلول HCl يساوي تركيزه 0.2 M.

20. احسب قيمة pH لمحلول NaOH يساوي تركيزه 0.01 M.

21. احسب K_a وحدّد الأس الهيدروجيني pH عند الاتزان في محلول CH_3COOH يساوي تركيزه 0.01 M ويساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم عند الاتزان $4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$.

مشاريع الوحدة

- صمّم تجربة لتعيين الـ pH لمنتجات التنظيف المنزلية المختلفة. وضح في جدول المواد النشطة في كلّ منظف وتوقع ما إذا كان المنظف حمضاً أو قاعدة. وإذا وافق معلم الفصل على تصميمك التجريبي، قم بقياس الـ pH لها لترى ما إذا كانت توقعاتك صحيحة.
- تنشأ بعض الكهوف عندما تذيب ترسيبات الحجر الجيري تحت سطح الأرض، وقد تجفّ ويصبح الكهف كبيراً بعد سنين عديدة، وذلك إذا كانت الصخور الفوقية ثابتة. أجر بحثاً لمعرفة أيّ حمض من الأحماض يمكن أن يذيب الحجر الجيري وما هو مصدر هذا الحمض.

مشاريع الوحدة

1.

منتج التنظيف المنزلي	الموادّ النشطة	طبيعة المنتج	قيم الـ pH
منظّف الزجاج	أمونيا	قاعدية	(~ 9)
الصابون	هيدروكسيد الصوديوم	متعادلة إلى قاعدية	(7.5 - 8)
المبيض	هيبوكلوريت الصوديوم	قاعدية	(12 - 12.6)
منظّف الحمام	حمض الهيدروكلوريك	حمضية	(1 - 2)
منظّف البقع في المطبخ	بورات الصوديوم	متعادلة	(7.0 - 8.0)

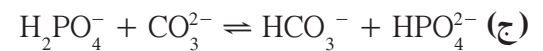
2. إنّ الحجر الجيري مؤلّف من الكالسيت (CaCO_3). وماء

المطر يتفاعل مع ثاني أكسيد الكربون فيكون H_2CO_3 (حمض الكربونيك) وهو حمض ضعيف. فعندما تترسّب مياه المطر إلى التجاويف في الأرض تذوّب ترسيبات الحجر الجيري وتكون الكهوف.



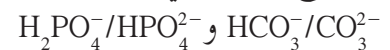
قاعدة حمض
مرافقة مرافق
برونستد برونستد
لوري - لوري

الأزواج المرافقة في التفاعل: $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ و HCN/CN^-



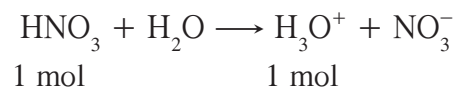
قاعدة حمض
مرافقة مرافق
برونستد برونستد
لوري - لوري

الأزواج المرافقة في التفاعل:



16. حمض النيتريك أحادي البروتون وهو حمض قوي

يتأين بشكل تام تبعاً للمعادلة التالية:



$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.08 \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log (0.08)$$

$$\text{pH} = 1$$

$$\text{pH} = 4.2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.2} \text{ M} \quad 17$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.6 \times 10^{-2} \text{ M} \Rightarrow \quad 18$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1.6 \times 10^{-2})$$

$$\text{pOH} = 1.8$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 1.8 = 12.2$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.2 \text{ M} \quad 19$$

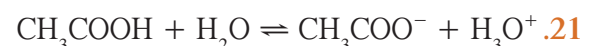
(لأن حمض HCl حمض قوي أحادي البروتون)

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-2} \text{ M} \quad 20$$

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}}$$

$$\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-12} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 12$$



$$0.01 - 4.2 \times 10^{-4} \quad 4.2 \times 10^{-4} \quad 4.2 \times 10^{-4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

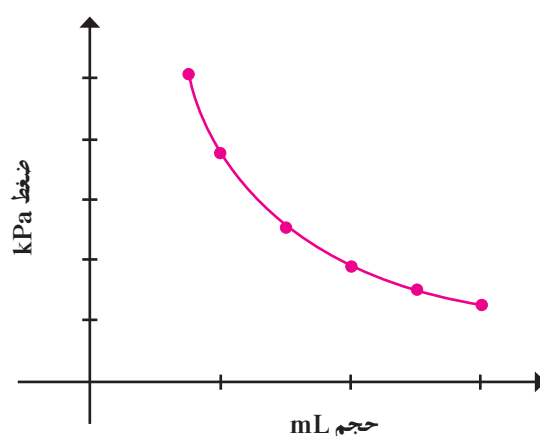
$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(4.2 \times 10^{-4})^2}{0.01 - (4.2 \times 10^{-4})} \approx 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (4.2 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 3.38 \approx 3.4$$

التحليل والاستنتاج

1. يتناقص.
2. إنه ثابت.
3. يتناسب الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز تناسبًا عكسيًا مع ضغط الغاز.



4. يتناسب الحجم الذي تشغله كمية معينة من الغاز تناسبًا عكسيًا مع ضغط الغاز عند ثبات درجة الحرارة: $P \times V = k$.

أنت الكيميائي

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$V_2 = P_1 V_1 / P_2$$

$$V_2 = 30 \times 103 / 25$$

$$V_2 = 123.6 \text{ L}$$

التحليل والاستنتاج

1. يجب أن يوضح الرسم علاقة طردية بين ارتفاع قطرة الزيت ودرجة الحرارة.
2. يساوي الارتفاع صفرًا عند درجة حرارة $T = -273^\circ\text{C}$ (على الطالب أن يمدد الخط المستقيم حتى يتلاقى مع المحور السيني).
3. إنها درجة الحرارة المطلقة التي تساوي 0 K.
4. يمكن استنتاج قانون تشارلز: عند ثبات الضغط، يتغير حجم كمية معينة من الغاز طرديًا مع درجة الحرارة $\frac{V}{T} = k$.
5. عند تطبيق معادلة الغازات المثالية، يسمح استخدام درجة الحرارة المطلقة بالكلفن الإيجابية دائمًا بحساب الضغط والحجم وعدد المولات بقيم إيجابية. في حين قد تكون القيم سلبية عند استخدام درجات الحرارة المئوية لأن درجة الحرارة عندئذٍ قد تساوي صفرًا أو تكون ما دون الصفر.
6. نعم، قد تؤدي هذه العلاقة بين حجم الغاز ودرجة الحرارة إلى بعض الحوادث. فعلى سبيل المثال، إذا رمينا عبوة معطر الجو في مكان حيث الحرارة مرتفعة جدًا يمكن أن يؤدي تمدد الغاز إلى انفجار العبوة.

نشاط 3

تأثير درجة الحرارة في سرعة التفاعل

التحليل والاستنتاج

1. يجب أن يوضَّح المنحنى أن مقلوب الزمن يزيد مع ارتفاع درجة الحرارة.
2. يوضَّح تغيُّر سرعة التفاعل بدالة درجة الحرارة.
3. $2\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{3(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{SO}_{2(\text{aq})} + \text{S}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
4. يقلَّص زمن التفاعل.
5. من شأن ارتفاع درجة الحرارة أن يزيد سرعة حركة الجزيئات ما يزيد احتمالات تصادمها بفاعلية أكبر وبالتالي تصبح نسبة التصادمات المؤثرة والمؤدية إلى التفاعل كبيرة أي تزيد سرعة التفاعل.
6. لأن التفاعل قد يحدث بسرعة لا تسمح بقياس زمن التفاعل بطريقة دقيقة.
7. حساب عدد المولات في 100 mL من محلول ثيوكبريتات الصوديوم

$$C = \frac{n}{V} \implies n = C \times V$$

$$n = 0.05 \times 0.1 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$
 حساب عدد المولات في 5 mL من محلول HCl

$$C = \frac{n}{V} \implies n = C \times V$$

$$n = 3 \times 0.005 = 1.5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$
 بناءً على مبدأ اتحادية العناصر والمعادلة الموزونة للتفاعل في السؤال رقم 3، يمكن كتابة النسب التالية:

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{2} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{1}$$

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{2} = \frac{1.5 \times 10^{-2}}{2} = 7.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\frac{n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{1} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$
 بما أن $\frac{n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{1} < \frac{n_{\text{HCl}}}{2}$ يكون $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ المتفاعل المحدد لهذا التفاعل.

نشاط 4

تأثير التركيز المولاري في سرعة التفاعل

التحليل والاستنتاج

1. يجب أن يوضَّح الرسم البياني خطأً مستقيماً يمرّ بالنقطة الأصل.
2. يوضَّح تغيُّر سرعة التفاعل بدالة التركيز المولاري للمواد المتفاعلة.
3. $2\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_{3(\text{aq})} \longrightarrow 2\text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{SO}_{2(\text{aq})} + \text{S}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
4. ترسَّب الكبريت $\text{S}_{(\text{s})}$ الناتج من التفاعل في قعر الدورق ما أدى إلى اختفاء الحرف X.
5. تقلَّص زمن التفاعل.
6. تزيد سرعة التفاعل.



2. المواد المطلوبة: كوب ماء عدد 3 من الحجم نفسه، ملعقة شاي، خلّ وبيكربونات الصوديوم

خطوات العمل: - ضع ملعقتين من بيكربونات الصوديوم في كلّ من الكوبين (1) و(2)

- اسكب كوب من الخلّ في الكوب (1) وابدأ التوقيت.

- سجّل الزمن اللازم لاختفاء بيكربونات الصوديوم.

- املاً نصف كوب بالماء ثم أضف الخلّ حتّى ملئه. أفرغ الخليط في الكوب (2) وابدأ التوقيت.

- سجّل الزمن اللازم لاختفاء بيكربونات الصوديوم.

3. الزمن اللازم لاختفاء بيكربونات الصوديوم في الكوب (1) أقصر منه في الكوب (2)، ما يدلّ على أنّ تركيز حمض الأستيك هو الذي أثر في سرعة التفاعل.

الاستنتاج: عند زيادة تركيز المواد المتفاعلة تزيد سرعة التفاعل.

نشاط 5 مساحة السطح وسرعة التفاعل

التحليل والاستنتاج

1. الزمن اللازم لذوبان الأقراص المضادة للحموضة في محلول حمض الهيدروكلوريك يتناقص تدريجياً من الأنبوب (1) إلى الأنبوب (3) $(t_1 > t_2 > t_3)$.

2. بما أنّ الأقراص المضادة للحموضة هي نفسها، يكون التفاعل الكيميائي الذي يحدث بينها وبين حمض الهيدروكلوريك نفسه، وبالتالي يجب أن تتساوى سرعات التفاعل. تزيد سرعة التفاعل في هذا الاختبار بسبب مساحة سطح ملامسة حمض الهيدروكلوريك لأقراص الحموضة، فكلّما زادت هذه المساحة كان التفاعل أسرع.

3. التركيز: استعملت الأقراص نفسها وأضيفت كمية الحمض نفسها.
درجة الحرارة: أجريت التجربة عند درجة الحرارة نفسها (درجة حرارة الغرفة).
الضغط: أجريت التجربة عند الضغط نفسه (الضغط الجوي).



5. يظهر التفاعل بين HCl و CaCO_3 وبين HCl و NaHCO_3 أنّ أحد النواتج هو ثاني أكسيد الكربون CO_2 .

لذلك، عند تفاعل حمض الهيدروكلوريك، الموجود في معدتك، مع قرص مضادّ للحموضة ينتج غاز CO_2 الذي يخرج من الفمّ.

6. تصعد بعض العصارة الهضمية التي تتواجد في المعدة إلى المريء وهو القناة التي تمتدّ من المعدة إلى الفمّ. تشمل هذه العصارة حمض الهيدروكلوريك الذي يسبّب حرقاً عند أعلى المعدة. لذلك، عند تناول قرص مضادّ للحموضة، يتفاعل مع حمض الهيدروكلوريك فيصبح الوسط متعادلاً ويخفّ الشعور بالحرق.

أنت الكيميائي

1. سوف يجد الطلاب عدّة أنواع، ومن الموادّ الأساسية: MgCO_3 و Al(OH)_3 .
2. $2\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{MgCO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{MgCl}_{2(\text{aq})} + \text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
3. الموادّ المطلوبة: أقراص مضادة للحموضة عدد 6، كؤوس ماء عدد 3، حمض الستريك (موجود في ملح الليمون وعصير الحامض).
خطوات العمل:

- ضع قرصاً واحداً في إحدى الكؤوس، وقرصين في الكأس الثانية وثلاثة أقراص في الكأس الثالثة.
- اسكب الحجم نفسه من حمض الستريك في كلّ منها.
- لاحظ الفوران في كلّ منها.
- سوف يلاحظ الطالب أنّ الفوران يتزايد مع تزايد عدد الأقراص.
- الاستنتاج: تزايد سرعة التفاعل مع تزايد تركيز المواد المتفاعلة.

نشاط 6

تأثير التركيز المولاري في موضع الاتزان الكيميائي

الملاحظة

الأنبوب	اللون
S_0	أحمر داكن
S_1	أقل احمراراً ومائلاً إلى الاصفرار
1	أشد احمراراً (زيادة في الاحمرار)
2	أشد احمراراً (زيادة في الاحمرار)
3	يميل اللون إلى الاصفرار

التحليل والاستنتاج

1. ظهور لون أحمر داكن.
2. زيادة في شدة اللون الأحمر.
عند إضافة ثلاث قطرات من محلول كلوريد الحديد (III) على المحلول في الأنبوب الأول:
تزداد كمية كلوريد الحديد (III) ← تزداد سرعة التفاعل الطردى ← تزداد كمية المادة الناتجة ← تتناقص كمية ثيوسيانات البوتاسيوم ← تزداد شدة اللون الأحمر
3. زيادة في شدة اللون الأحمر.
عند إضافة ثلاث قطرات من ثيوسيانات البوتاسيوم على المحلول في الأنبوب الثاني:
تزداد كمية ثيوسيانات البوتاسيوم ← تزداد سرعة التفاعل الطردى ← تزداد كمية المادة الناتجة ← تتناقص كمية كلوريد الحديد (III) ← تزداد شدة اللون الأحمر
4. تخف شدة اللون الأحمر.
عند إضافة بلورات كلوريد البوتاسيوم على المحلول في الأنبوب الثالث:
تزداد كمية كلوريد البوتاسيوم ← تزداد سرعة التفاعل العكسي ← تزداد كمية المواد المتفاعلة ← تتناقص كمية ثيوسيانات الحديد
← تخف شدة اللون الأحمر

5. يشتدّ اللون الأحمر في الأنبوبين الأول والثاني ويخفّ في الأنبوب الثالث مقارنةً مع اللون الأحمر الداكن في الأنبوب الشاهد.

نستنتج من التجارب السابقة:

كلّما زادت كمّية المواد المتفاعلة، كلّما خفّت شدّة اللون.

كلّما زادت كمّية المواد الناتجة، كلّما زادت شدّة اللون.



محلول لا لون له



محلول لونه برتقالي



محلول لونه أحمر داكن

8.

الأنبوب	موضع الاتزان الكيميائي
S ₀	التفاعل عند الاتزان الكيميائي
S ₁	إزاحة موضع الاتزان الكيميائي نحو التفاعل العكسي
1	إزاحة موضع الاتزان الكيميائي نحو التفاعل الطردي
2	إزاحة موضع الاتزان الكيميائي نحو التفاعل الطردي
3	إزاحة موضع الاتزان الكيميائي نحو التفاعل العكسي

أنت الكيميائي

1. بزيادة تراكيز FeSO₄ أو K₄[Fe(CN)₆] يشتدّ اللون الأزرق.

2. إنّ إضافة مادة متفاعلة إلى تفاعل ما في حالة اتزان تدفع التفاعل باتجاه التفاعل الطردي، أي باتجاه تكوين المواد الناتجة.

إنّ إضافة مادة ناتجة إلى تفاعل ما في حالة اتزان تدفع التفاعل باتجاه التفاعل العكسي، أي باتجاه تكوين المواد المتفاعلة.

تأثير درجة الحرارة في موضع الاتزان الكيميائي

نشاط 7

الملاحظة

1. بني محمّر

الخطوة	اللون	موضع الاتزان الكيميائي
1	لون بني محمّر	التفاعل عند الاتزان
2	تناقص في شدّة اللون	إزاحة موضع الاتزان الكيميائي نحو التفاعل الطردي من اليسار إلى اليمين
3	زيادة في شدّة اللون	إزاحة موضع الاتزان الكيميائي نحو التفاعل العكسي من اليمين إلى اليسار

التحليل والاستنتاج

1. التناقص في شدة اللون البني المحمر يدلّ على:

تناقص في كمية NO_2 .

زيادة في كمية N_2O_4 .

اتّجاه التفاعل نحو التفاعل الطردي.

2. الزيادة في شدة اللون البني المحمر تدلّ على:

زيادة في كمية NO_2 .

تناقص في كمية N_2O_4 .

اتّجاه التفاعل نحو التفاعل العكسي.

3. في الخطوة 1: تناقص في درجة الحرارة وبالتالي يزاح الاتّزان نحو التفاعل الطردي.

في الخطوة 2: زيادة في درجة الحرارة وبالتالي يزاح الاتّزان نحو التفاعل العكسي.

$$K_{eq} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \quad (\text{أ})$$

إزاحة موضع الاتّزان الكيميائي نحو التفاعل الطردي من اليسار إلى اليمين: زيادة كمية N_2O_4 وبالتالي قيمة K_{eq} تزداد.

$$K_{eq} = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \quad (\text{ب})$$

إزاحة موضع الاتّزان الكيميائي نحو التفاعل العكسي من اليمين إلى اليسار: زيادة كمية NO_2 وبالتالي قيمة K_{eq} تنقص.

5. طارد للحرارة.

6. إشارة سلبية: $\Delta H < 0$.

7. عندما يكون التفاعل طارد للحرارة، يؤدّي تبريد خليط التفاعل إلى إزاحة موضع الاتّزان باتّجاه اليمين فيما يؤدّي تسخين خليط التفاعل

إلى إزاحة موضع الاتّزان باتّجاه اليسار.

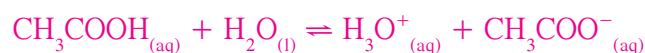
نشاط 8

تأثير تخفيف المحلول المائي لحمض قوي وحامض ضعيف على قيمة الأس الهيدروجيني pH

الملاحظة

المحلول الحمضي	تركيز المحلول (mol/L)	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (mol/L)
HCl	1×10^{-2}	2	1×10^{-2}
HCl	1×10^{-3}	3	1×10^{-3}
CH_3COOH	1×10^{-2}	3.4	1×10^{-4}
CH_3COOH	1×10^{-3}	3.9	1.26×10^{-4}

التحليل والاستنتاج



2. تم تخفيف كل من المحلولين بنسبة (1:10)

يكون تركيز المحلول المخفف في كلتا الحالتين $\frac{C}{C_0} = \frac{1}{10}$

$$C = \frac{C_0}{10} = \frac{1 \times 10^{-2}}{10} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

3. بالاستعانة بقيم pH التي سُجِّلت خلال النشاط، يمكن تطبيق المعادلة التالية:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

لحساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ (انظر الجدول).

4. تزداد قيم pH عند تخفيف المحلول (عندما يتناقص التركيز).

كما يتناقص تركيز كاتيون الهيدرونيوم عند تخفيف المحلول.

5. عندما يخفف محلول مائي لحمض قوي تزايد قيمة pH المحلول.

إذا خُفِّف المحلول بنسبة $\frac{1}{10}$ تكون قيمة pH المحلول المخفف مساوية لقيمة pH المحلول الابتدائي زائد 1.

$$\text{pH} = \text{pH}_0 + 1$$

إذا خُفِّف محلول مائي لحمض ضعيف تزايد قيمة pH المحلول أيضاً.

إذا خُفِّف المحلول بنسبة $\frac{1}{10}$ تزايد قيمة pH بأقل من وحدة عن pH المحلول الابتدائي.

6. توضِّح المعادلة الرياضية التالية نسبة تأين الحمض:

$$x = \frac{\text{تركيز الحمض الذي تأين}}{\text{التركيز الابتدائي للحمض}}$$

$$x = \frac{\text{ناتجة } [\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0}$$

حمض الهيدروكلوريك:

$$x_1 = \frac{1 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \text{ قبل التخفيف}$$

$$x_1 = \frac{1 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \text{ بعد التخفيف}$$

يمكن الاستنتاج أنَّ تأين الحمض القوي يكون بنسبة 100% مهما كانت قيمة تركيز محلوله المائي.

حمض الأسيتيك

$$x_2 = \frac{4 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-4}} = 0.04 \text{ قبل التخفيف}$$

أي 4% نسبة تأين حمض الأسيتيك.

$$x_2 = \frac{1.26 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-3}} = 0.126 \text{ بعد التخفيف}$$

أي 12.6% نسبة تأين حمض الأسيتيك بعد التخفيف. يمكن الاستنتاج أنَّ الأحماض الضعيفة تتأين جزئياً في الماء.

يتزايد تأين الأحماض الضعيفة في الماء عند تخفيف محاليلها المائية.

ملاحظات

[illegible]

ملاحظات

[illegible]

ملاحظات

[illegible]



شركة مطابع الرسالة - الكويت

أودع في مكتبة الوزارة تحت رقم (٢٨٢) بتاريخ ٣٠ / ٩ / ٢٠١٥ م