



وزارة التربية

الكيمياء 12

الصف الثاني عشر
الجزء الأول



كتاب الطالب

المرحلة الثانوية

الطبعة الثانية



وزارة التربية

الكيمياء

12

الصف الثاني عشر

كتاب الطالب

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

1437 - 1438 هـ

2016 - 2017 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 العدوانى

أ. نادية سعد الغريب

أ. ليالى غايب العتيبي

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

© جميع الحقوق محفوظة : لا يجوز نشر أي جزء من هذا الكتاب أو تصويره أو تخزينه أو تسجيله بأي وسيلة دون موافقة خطية من الناشر .

الطبعة الأولى 2015/2014 م

الطبعة الثانية 2017/2016 م



صاحب السمو الشيخ صباح الأحمد الجابر الصباح
أمير دولة الكويت



سَيِّدُ الشَّيْخِ نَوَافُ بْنُ عَبْدِ الْوَائِلِ السَّبَّاحِ

وَلِيِّ عَهْدِ دَوْلَةِ الْكُوَيْتِ

مقدمة

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

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

وما يجب التأكيد عليه، أن المنهج عبارة عن كم الخبرات التربوية والتعليمية التي تُقدم للمتعلم، وهذا يرتبط أيضاً 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 ومقياساً أو معياراً 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 قدماً 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 استعداداً 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، ولتحقق 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 والاتزان الكيميائي

الوحدة الثالثة: الأحماض والقواعد

الجزء الثاني

الوحدة الرابعة: الأملاح ومعايرة الأحماض والقواعد

الوحدة الخامسة: المشتقات الهيدروكربونية

الوحدة السادسة: الكيمياء الحيوية

محتويات الجزء الأول

12	الوحدة الأولى: الغازات
13	الفصل الأول: سلوك الغازات
14	الدرس 1-1: خواصّ الغازات
17	الدرس 1-2: العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز
22	الفصل الثاني: قوانين الغازات
23	الدرس 2-1: قوانين الغازات
37	الدرس 2-2: الغازات المثالية
45	الدرس 2-3: الجسيمات الغازية: مخاليطها وحركتها
53	مراجعة الوحدة الأولى
55	أسئلة مراجعة الوحدة الأولى
60	الوحدة الثانية: سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي
61	الفصل الأول: سرعة التفاعل الكيميائي واللاتزان الكيميائي
62	الدرس 1-1: سرعة التفاعل
69	الدرس 1-2: التفاعلات العكوسة واللاتزان الكيميائي

82	الفصل الثاني: الإنترنت
83	الدرس 1-2: تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما
90	مراجعة الوحدة الثانية
92	أسئلة مراجعة الوحدة الثانية
95	الوحدة الثالثة: الأحماض والقواعد
96	الفصل الأول: الأحماض والقواعد
97	الدرس 1-1: وصف الأحماض والقواعد
107	الدرس 1-2: تسمية الأحماض والقواعد
112	الدرس 1-3: كاتيونات الهيدروجين والحموضة
124	الدرس 1-4: قوة الأحماض والقواعد
133	مراجعة الوحدة الثالثة
136	أسئلة مراجعة الوحدة الثالثة

فصول الوحدة

الفصل الأول

• سلوك الغازات

الفصل الثاني

• قوانين الغازات

أهداف الوحدة

- يتعرّف ويستخدم النظرية الحركية ليتعرّف تأثير تغيير عدد الجسيمات، الكتلة، الحرارة، الضغط والحجم في الغازات.
- يُعدّد فرضيات النظرية الحركية للغازات، ويُحدّد معنى الغاز المثالي والغاز الحقيقي.
- يصف الشروط التي تسمح للغاز الحقيقي بالحيود عن سلوك الغاز المثالي.
- يتعرّف المخاليط الغازية الجزيئية وقانون دالتون للضغوط الجزئية الذي يُحدّد العلاقة بين الضغوط الجزئية للغازات وضغط المخاليط.
- يتعرّف العلاقة بين عدد مولات الغازات في الخليط ومجموع مولات الخليط عندما يكون الحجم والحرارة ثابتين.

معالم الوحدة

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



الأرصاد الجوية علم يدرس أحوال الطقس ويحاول توقّعها بتحليل مجموعة من التغيرات أهمّها الضغط الجوي، الحرارة، سرعة الرياح واتّجاهها، ودرجة الرطوبة. ولأنّ الهواء الساخن أقلّ كثافة من الهواء البارد، ترتفع كتل الهواء الساخن فوق كتل الهواء البارد. ويكثر الهواء في مناطق الضغط الجوي المرتفع عنه في مناطق الضغط الجوي المنخفض. وبما أنّ حركة الهواء في الغلاف الجوي هي حركة حرّة، يؤدي هذا الاختلال إلى تحرّك واسع للكتل الهوائية، فينتقل الهواء من مناطق الضغط الجوي المرتفع إلى مناطق الضغط الجوي المنخفض. وترتبط هذه الظواهر بظواهر أخرى أيضاً يحاول علم الأرصاد الجوية دراستها وتوقّعها.

اكتشف بنفسك

ملاحظة التغيرات الحجمية

لإجراء هذا النشاط يجب توفرّ ما يلي: بالون مستدير، قلم تأشير، شريط قياس متري، ثلاجة، نافذة تدخل منها أشعة الشمس.

1. انفخ البالون واربطه جيّداً، ثمّ استخدم قلم التأشير لترسم خطاً حول منتصف البالون يمثّل محيطه.
2. ضع البالون في الثلاجة لمدة نصف ساعة، ثمّ أخرجه وقس محيط البالون بسرعة وسجّله بالسنتيمترات.
3. عرّض البالون لأشعة الشمس لمدة نصف ساعة، ثمّ قس محيط البالون وسجّله بالسنتيمترات.
4. افترض أنّ البالون كرة منتظمة واحسب حجمه بحسب كلّ محيط

قمت بقياسه وسجّلته، مُستخدِماً العلاقة التالية:

$$V = \frac{4\pi r^3}{3} \quad \text{علماً أنّ: } r = \frac{P}{2\pi}$$

حيث P محيط البالون و r نصف القطر

- ما الذي تلاحظه عن حجمي البالون اللذين سجّلتهما عند درجتَي الحرارة اللذين سجّلتهما؟ إستخدِم نتائجك لتقترح علاقة بين درجة الحرارة والحجم عندما يظلّ الضغط ثابتاً. تأكّد من صحّة هذه العلاقة بعد دراستك للوحدة.

دروس الفصل

الدرس الأول

• خواصّ الغازات

الدرس الثاني

• العوامل التي تُؤثّر في ضغط الغاز

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



الأهداف العامة

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



شكل (1)

بالونات متعدّدة الألوان كالتي تراها في بعض الاحتفالات

ربّما رأيت في الاحتفالات وأعياد الميلاد بالونات ضخمة ملوّنة تأخذ أشكالاً مختلفة كتلك الموضّحة 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 تسرّب غاز الهيليوم؟

Kinetic Theory

1. النظرية الحركية

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 . تتضمّن النظرية الحركية Kinetic Theory للغازات فرضيات أساسية عديدة .



شكل (2)

سوف تحمي الوسادة الهوائية هذه الدمية أثناء التصادم. كيف تحمي قابلية الغازات للانضغاط هذه الدمية من الكسر؟

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

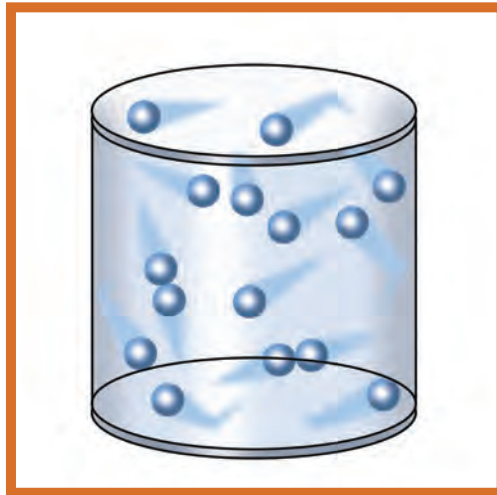
الفرضية الثانية: حجم جسيمات الغاز صغيرة للغاية بالمقارنة مع المسافات التي تفصل بينها ، وبالتالي يمكن افتراض أنّ حجّوم هذه الجسيمات غير مهمّة بالنسبة للحجم الذي تشغله هذه الجسيمات .

هذه الفرضية التي تنصّ على أنّ جسيمات الغاز متباعدة بعضها عن بعض بدرجة كبيرة تُفسّر خاصيّة مهمّة هي قابلية الغاز للانضغاط ، فيسهل 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 الجسيم يمكن أن يحدد عن مساره الخطّي المستقيم إذا اصطدم بجسيم آخر . وتفترض النظرية الحركية أنّ هذه التصادمات بين جسيمات الغاز مرنة تماماً ، أي أنّ الكميّة الكليّة 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)

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) بالترات (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؟

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 الموضّح في الشكل (4) ويهبط فوق شلال صغير إلى مجرى مائي أسفله (تكون مياه المجرى مزبدة بسبب حركتها السريعة والعنيفة). يتشني القارب المطاطي ويلتوي ليمتصّ بعضاً من طاقة الضربات العنيفة المتكرّرة الناتجة عن حركة مياه النهر القوية. لمتانة القارب المطاطي ومرونته تأثير بالغ عند هذه الظروف. ما العوامل التي تؤثر في ضغط الغاز داخل القارب المطاطي والصلابة الناتجة منه؟

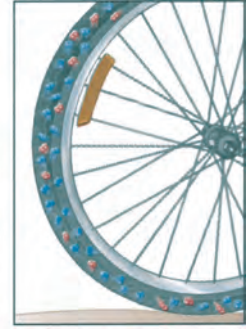
Amount of Gas

1. كمية الغاز

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



ضغط منخفض: جسيمات غاز أقل داخل الإطار

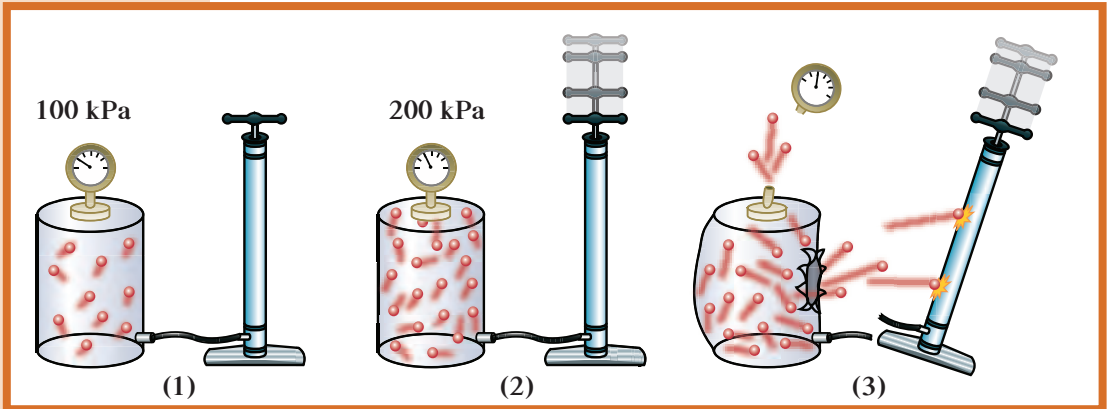


ضغط مرتفع: جسيمات غاز أكثر داخل الإطار

شكل (5)

يزيد الضغط داخل الإطار باستخدام منفاخ لدفع مزيد من جسيمات الهواء داخل إطار مطاطي لعجلة مفرغة جزئياً من الهواء.

عندما تنفخ الإطار المطاطي لدراجة، تضيف مزيداً من الغاز، أي أنك تزيد عدد جسيمات الغاز وبالتالي تزيد اصطداماتها ما يفسّر زيادة ضغط الغاز (شكل 5). نلاحظ في الشكل (6) أنه طالما لم يحدث تغيير في درجة حرارة الغاز وحجمه، فإن مضاعفة عدد جسيمات الغاز تؤدي إلى مضاعفة الضغط. عندما تتضاعف جسيمات الغاز ثلاث مرات، يتضاعف الضغط ثلاث مرات، وهكذا دواليك ... وباستخدام منفاخ ووعاء قوي، يمكنك توليد ضغوط عالية جداً بإضافة مزيد من الغاز إلى أن يتهشم الوعاء عند تجاوز الضغط قوة احتماله.



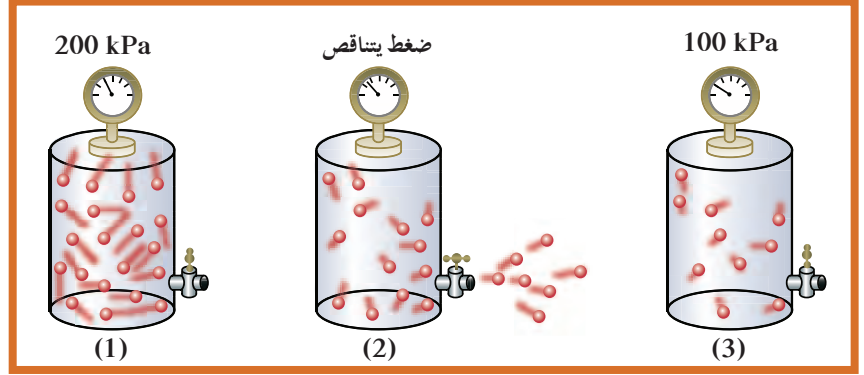
شكل (6)

عندما يُضخّ غاز في وعاء قوي مغلق عند درجة حرارة ثابتة، يزداد الضغط بنسبة عدد جسيمات الغاز المضافة.

وكّلما تتضاعف عدد جسيمات الغاز تتضاعف الضغط.

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

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



شكل (7)

ضغط الغاز داخل هذا الوعاء ذي الحجم الثابت عند درجة حرارة ثابتة يقلّ كلّما خرجت جسيمات الغاز (من الصنبور السفلي للوعاء) . عدد جسيمات الغاز عند ضغط 100 kPa هو نصف عددها عند ضغط 200 kPa .



شكل (8)

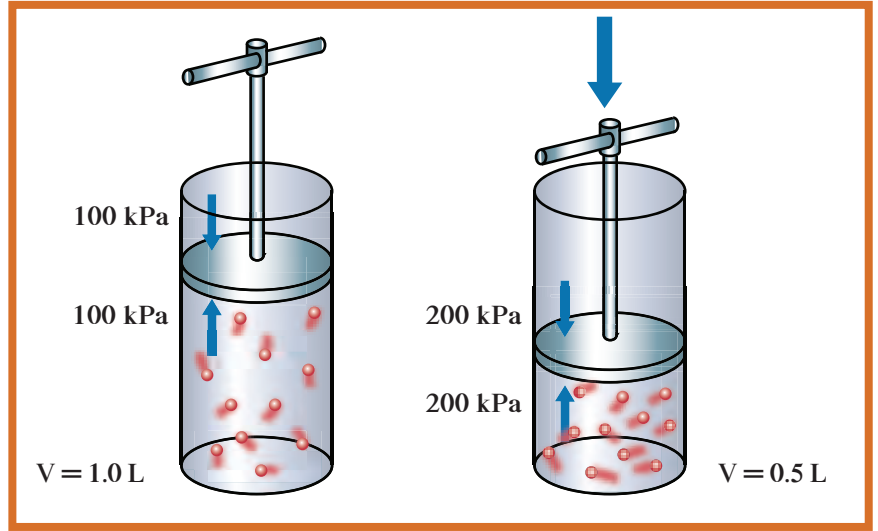
الفرق في الضغط بين داخل عبوة رذاذ الدهان والهواء الخارجي هو أساس آلية عمل مثل هذه العبوات . كيف يكون الضغط داخل العبوة عندما لا تتمكّن المادة المستخدمة في الدهان من التناثر والخروج منها؟

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 تثبيت الشعر ، وكذلك سائل الرشّ المُستخدم في الدهان والطلاء ، مثل ذلك الموضح في الشكل (8) . تحتوي عبوة رذاذ الدهان على غاز تحت ضغط عالٍ ، يعمل كدافع أو مسيّر عندما ينتقل إلى منطقة ذات ضغط أقلّ . فالهواء خارج عبوة الرذاذ يكون تحت ضغط أقلّ . عند الضغط على زرّ عبوة الرذاذ ، تُحدِث فتحة بين داخلها والهواء خارجها ، وبالتالي يندفع الغاز الدفعي ذو الضغط العالي الموجود داخل عبوة الرذاذ إلى المنطقة الخارجية ذات الضغط الأقلّ ، حاملاً معه المادة المُستخدمة في الدهان إلى الخارج . وكلّما قلّ الغاز الدفعي ، قلّ الضغط داخل عبوة الرذاذ .

2. الحجم Volume

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 يزيد ضغط الغاز إلى الضعف كما يوضح الشكل (9) ، والعكس صحيح ، أيّ أنّ مضاعفة الحجم ستنتقص الضغط إلى النصف ، لأنّ عدد جسيمات الغاز نفسه يشغل ، في هذه الحالة ، ضعف الحجم الأصلي .

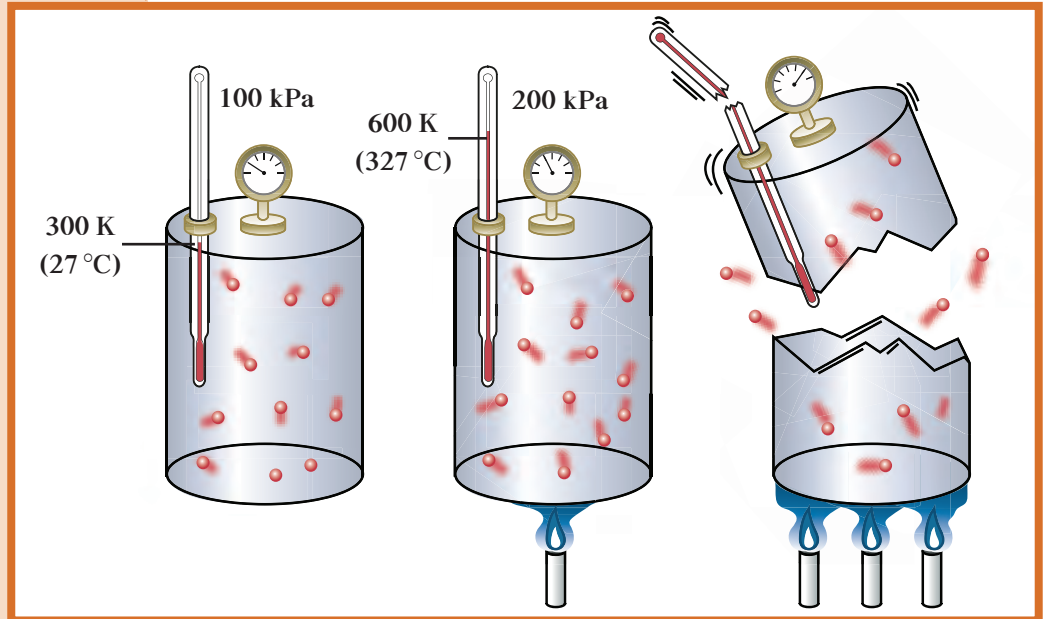
شكل (9)
عندما يندفع الكباس المُستخدم في المحركات بقوة إلى أسفل، يضغط الغاز في حجم أصغر. يؤدي تقلص الحجم إلى النصف عند درجة حرارة ثابتة إلى مضاعفة الضغط الذي يمارسه الغاز.



Temperature

3. درجة الحرارة

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 كلما 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 يُولّد ضغطاً هائلاً عند تسخينه.



شكل (10)

عندما يسخّن 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 حد انفجار الوعاء.



شكل (11)

تحتوي علب الرذاذ على غازات تحت ضغط عالٍ، قد تنفجر تحت تأثير الحرارة وتكون مسؤولة عن حروق وإصابات.

يُفسّر ذلك وجوب عدم إحراق علب الرذاذ حتّى لو كانت فارغة، لأنّها قابلة للانفجار وقد تؤدّي 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 يؤدّي إلى انخفاض ضغط الغاز إلى النصف.

مراجعة الدرس 1-2

1. اشرح كيف يُؤثر 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 المذيبة 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

الدرس الأول

• قوانين الغازات

الدرس الثاني

• الغازات المثالية

الدرس الثالث

• الجسيمات الغازية: مخاليطها

وحركتها

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

افتراض مثلاً أن زجاجة بحجم 1 L تحتوي على الهواء . ما حجم الهواء الموجود داخل الزجاجة؟ التعبير 1 L من الهواء يعني القليل ، إلا إذا عُرِف الضغط والحرارة عند قياس حجم الهواء . يمكن أن يُضَغَط 1 L من الهواء إلى عدة مليلترات ، كما يمكن أن يتمدد ليشغل حجم غرفة الفصل . لوصف حالة غاز ما أو ظرفه ، نحتاج إلى استخدام كمّيات يمكن أن تُقاس من مثل الضغط ، الحجم ، الحرارة ، عدد المولات أو كمّية الجسيمات . ترتبط هذه المتغيرات الأربعة بعلاقات رياضية بسيطة . سوف نتعلّم 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 نتعلّم العلاقة الرياضية التي تربط بين الضغط ، والحجم ، ودرجة الحرارة وعدد المولات .

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



الأهداف العامة

- يُعرّف نصّ قانون بويل وقانون تشارلز وقانون جاي - لوساك والقانون الموحد للغازات .
- يُطبّق 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 يوضح العلاقة بين حجم غاز ما وضغطه عند درجة حرارة ثابتة. قام بتجارب رائدة بين من خلالها خواص الهواء الفيزيائية، وضرورة الهواء للاحتراق والتنفس وانتقال الصوت. له عدة مؤلفات أهمها «تجارب جديدة في الفيزياء والميكانيك» ونشاط الهواء وآثاره، الصادر عام 1660.



شكل (12)

نفخ منطاد هوائي

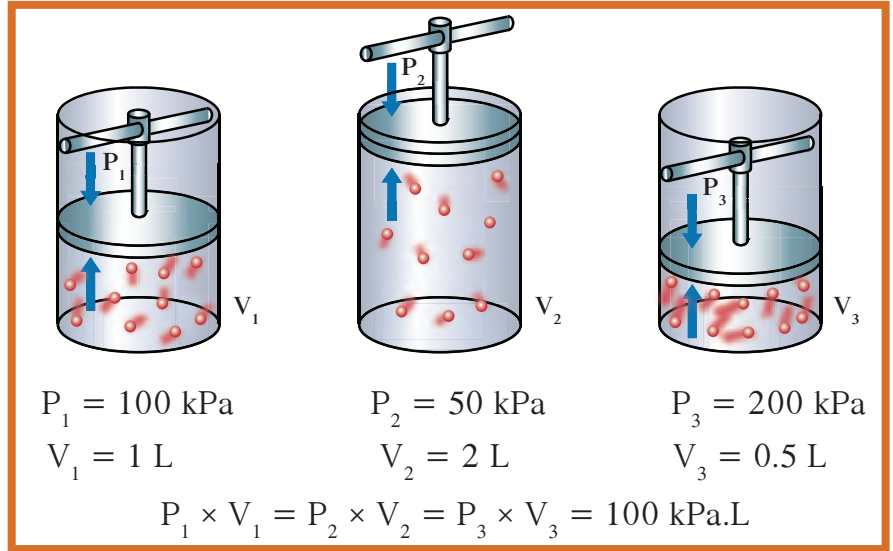
بما أنّ الهواء الدافئ أقلّ كثافة من الهواء البارد، يقوم ربّان المنطاد بتسخين الهواء داخل المنطاد لجعله يرتفع (شكل 12). ولكي يجعله يهبط، يقوم بتسريب الهواء الساخن من فتحة في أعلى المنطاد. ما تأثير رفع درجة حرارة الغاز تحت ضغط ثابت؟ ما القانون الذي يصف هذه العلاقة؟

1. قانون بويل: العلاقة بين الضغط والحجم

Boyle's Law: The Pressure – Volume Relation

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

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



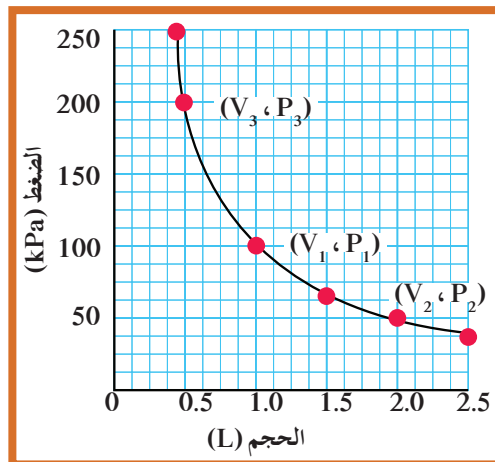
يُوضِّح الشكل (14) أنَّ حجم $V_1 = 1 \text{ L}$ هو عند ضغط $P_1 = 100 \text{ kPa}$. وإذا قمت بزيادة الحجم إلى $V_2 = 2 \text{ L}$ ينقص الضغط إلى $P_2 = 50 \text{ kPa}$. لاحظ أنَّ حاصل ضرب $P_1 \times V_1$ يساوي حاصل ضرب $P_2 \times V_2$ أي 100 kPa.L . وإذا قلَّصت الحجم إلى $V_3 = 0.5 \text{ L}$ ، يزداد ضغط الغاز إلى $P_3 = 200 \text{ kPa}$. ومرةً أخرى، لاحظ أنَّ 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 يُوضِّح العلاقة بين حجم كمية معينة
من غاز ما وضغطها عند درجة حرارة ثابتة .



مثال (1)

يحتوي منطاد على 30 L من غاز الهيليوم (He) عند ضغط 103 kPa على ارتفاع معيّن. ما حجم غاز الهيليوم عندما يصعد المنطاد إلى ارتفاع يصل الضغط فيه إلى 25 kPa فقط؟ (افتراض أنّ 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: حلّ غير المعلوم.

أعد ترتيب قانون بويل لفصل V_2 في أحد طرفي المعادلة:

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

عوّض عن القيم المعلوم لكلّ 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 كلّ من النظرية الحركية والعلاقة بين الضغط والحجم.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. يتغيّر ضغط 2.5 L من غاز التخليد من 105 kPa إلى 40.5 kPa.

احسب الحجم الجديد عند ضغط 40.5 kPa مع افتراض ثبات درجة الحرارة.

الحلّ: 6.48 L

2. سُمح لغاز حجمه 4 L عند ضغط 205 kPa بالتمدد ليصبح حجمه 12 L. احسب الضغط في الوعاء إذا ظلّت درجة الحرارة ثابتة.

الحلّ: 68.3 kPa

فقرة إثرائية

الكيمياء الرياضية

حل المعادلات

تُعتبر معرفة المعادلة التي يجب أن تستخدمها الخطوة الأولى الأساسية لحل الكثير من المسائل. لكن يجب أن تكون ماهرًا أيضًا في حلّ المعادلة لإيجاد المتغيرات غير المعلومة. لكي تحلّ 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 لكلّ منها. على سبيل المثال، ربّما تعرف المعادلة المُستخدمة لحساب مساحة المستطيل وهي:

$$\text{مساحة المستطيل} = \text{الطول} \times \text{العرض}$$
$$\text{Area} = \text{base} \times \text{height} \text{ أو } A = bh$$

نحلّ هذه المعادلة لحساب المساحة (A). لاحظ أنّ 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 تريد حساب قيمته غير معزول، تستخدم أيًا من العمليات الحسابية كالجمع والطرح والضرب والقسمة لعزل هذا المتغير. يجب أن تتذكّر أثناء إجراء هذه العمليات أنّ العملية الحسابية التي تجري على أحد طرفي المعادلة لعزل أحد المتغيرات يجب أن تُجرى على الطرف الآخر.

مثال 1:

حلّ المعادلة $A = bh$ للمتغير b.

يجب فصل المتغير b، ولأنّه مضروب بالمتغير h، يجب قسمة طرفي المعادلة على المتغير h.

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

وبشطب المتغيرات المماثلة، نحصل على:

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

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

أي أنّ:

مثال 2:

يتضمن هذا المثال إحدى المعادلات التي تعلّمتها في هذا الدرس .

حلّ المعادلة $P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$ للمتغير P_1 .

يجب عليك فصل المتغير P_1 ، ولأنّه مضروب بالمتغير V_1 ، فيجب قسمة طرفي المعادلة على المتغير V_1 .

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

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

وبشطب المتغيرات المماثلة نحصل على: $P_1 = \frac{P_2 \times V_2}{V_1}$

تمارين

استعدّ لحلّ مسائل وتمارين هذا الدرس، وذلك بحلّ المعادلات التالية للمتغير المطلوب والموضح في كلّ معادلة:

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

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

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

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

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



شكل (16)

جاك ألكسندر سيزار تشارلز (1746–1823)

كيميائي، فيزيائي وطيار فرنسي.

قام تشارلز بأول رحلة من نوعها على متن منطاد

هيدروجين في 1 ديسمبر 1783، برفقة

ماري – نويل روبرت. كان تشارلز عالمًا

وأستاذًا في الفيزياء، انتخب لعضوية الأكاديمية

الفرنسية للعلوم، واشتهر بقانون الغاز الذي

يحمل اسمه. نشرت الأكاديمية الفرنسية للعلوم

أعماله في العام 1820.

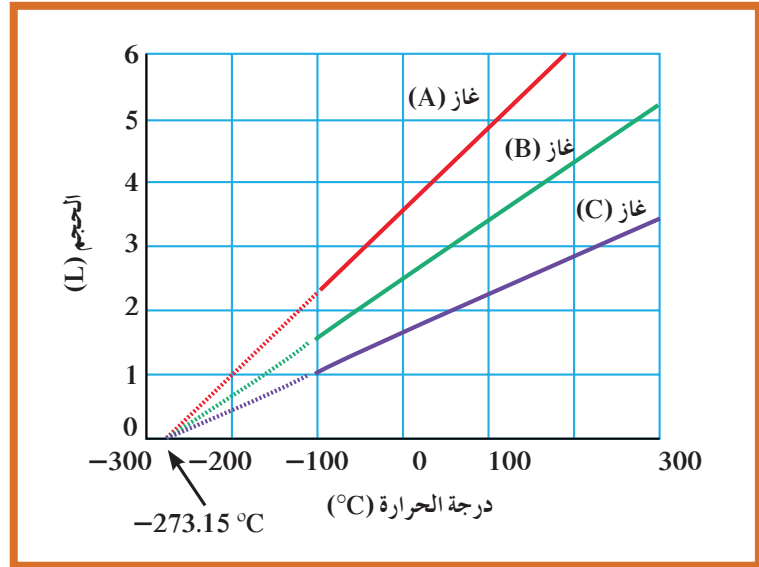
2. قانون تشارلز: العلاقة بين درجة الحرارة والحجم

Charles' law: The Temperature–Volume Relation

في العام 1787، برهن العالم الفيزيائي وخبير المناطيد الفرنسي جاك تشارلز Jacques Charles (شكل 16) العلاقة الكمية بين درجة الحرارة وحجم كمية معينة من الغاز عند ضغط ثابت. وقد لاحظ أن في كل تجربة يزداد حجم كمية الغاز بزيادة درجة حرارتها، ويتقلص بانخفاض درجة حرارتها. يمكن قياس العلاقة بين درجة الحرارة والحجم لأي كمية غاز من الناحية العملية في مدى محدود فقط، لأن الغازات تتكثف عند درجات الحرارة المنخفضة لتكوّن سوائل.

لاحظ تشارلز من خلال دراساته الكمية أن العلاقة البيانية بين حجم كمية معينة من الغاز ودرجة حرارتها عند ثبات الضغط تعطي خطأً مستقيمًا. ويوضح الشكل (17) مثل هذه العلاقة لعينات من ثلاثة غازات مختلفة الأنواع والحجوم في بالونات. بالإضافة إلى الخطوط المستقيمة، ثمّة شيء مهم ومميز، وهو أن هذه الخطوط المستقيمة تتقاطع كلها عند النقطة نفسها:

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



شكل (17)

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

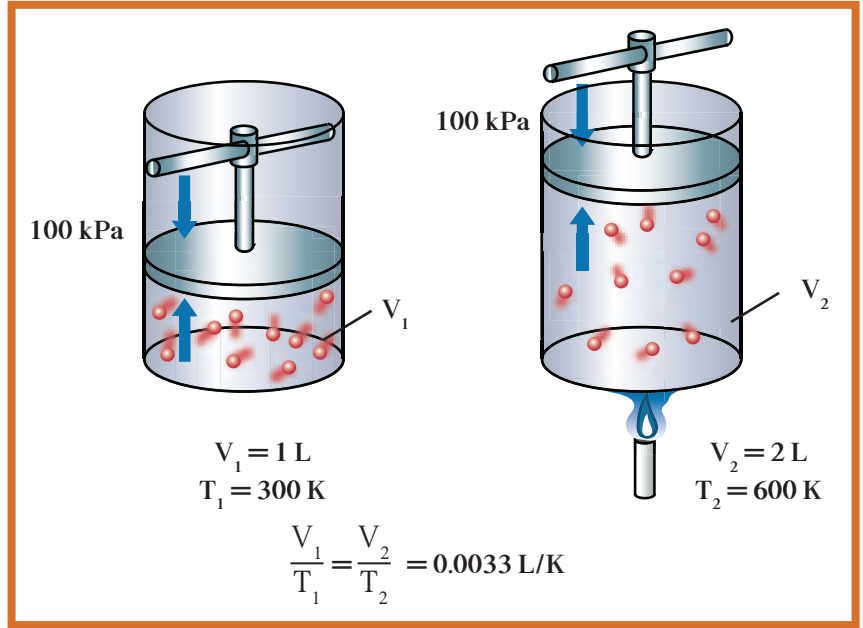
أدرك العالم وليام طومسون (الورد كلفن Lord Kelvin) أهمية قيمة درجة الحرارة -273.15°C ، وعرفها بدرجة الصفر المطلق ، وهي تُمثّل أقلّ درجة حرارة ممكنة ، أي درجة الحرارة التي تساوي عندها متوسط الطاقة الحركية لجسيمات الغاز «صفرًا» نظريًا . وكان هذا أساس مقياس درجة الحرارة المطلقة Absolute Temperature Scale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

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

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 التغيّر للكميتين المتغيّرتين تساوي مقدارًا ثابتًا . أيّ أنّ بكتابة قانون تشارلز رياضياً 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 دائماً عن درجة الحرارة بمقياس كلفن ، أي درجة الحرارة المطلقة) .

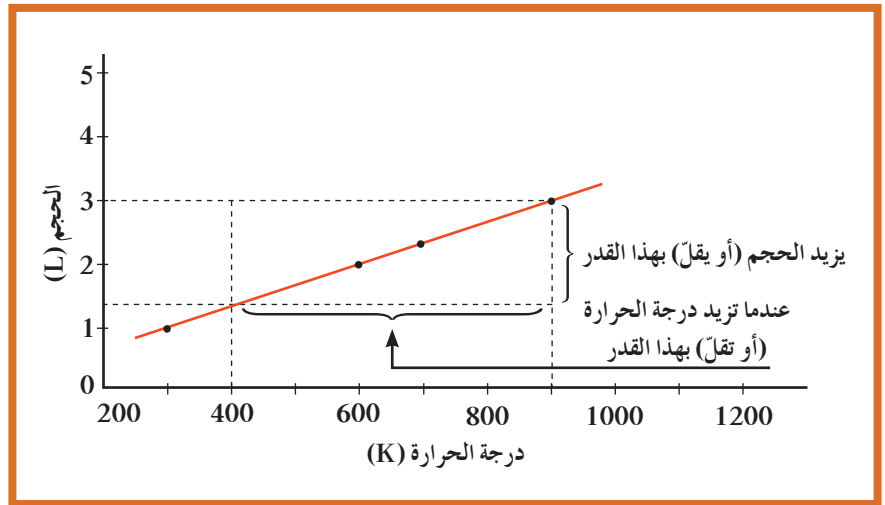


شكل (18)

عندما يُسخَّن الغاز عند ضغط ثابت يزداد الحجم، وعندما يُبرَّد الغاز عند ضغط ثابت يتقلَّص الحجم.

بالإضافة إلى ذلك، عند ثبات الضغط، تساوي نسبة الحجم إلى درجة الحرارة بمقياس كلفن لغاز عند ظرفين 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)

يُوضَّح 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 .

مثال (2)

نُفخ بالون حجمه 4 L عند درجة حرارة 24°C . ثم سُخِّن 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: حل 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: هل النتيجة لها معنى؟

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

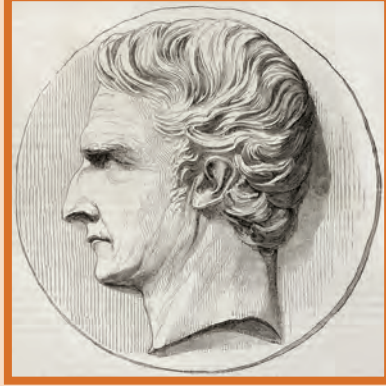
أسئلة تطبيقية وحلها

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

الحل: 3.39 L

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

الحل: 8.36 L



شكل (20)

جوزيف لويس جاي-لوساك

(1850-1778)

هو كيميائي وفيزيائي فرنسي وضع أحد القوانين المتعلقة بالغازات. في العام 1802، نشر القانون الأساسي الجديد للفيزياء عندما كان يبلغ من العمر 24 عاماً. وفي العام 1808، نشر قانون النسب الحجمية للغازات

(Law of Combining Volumes of Gases)

الذي ساعد على تفسير سلوك الغازات.

وكان جاي-لوساك أول من عزل عنصر

البورون بالتعاون مع تينار Thenard

وديفي Davy، كما درس عناصر معزولة حديثاً

مثل الصوديوم، البوتاسيوم واليود.

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

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

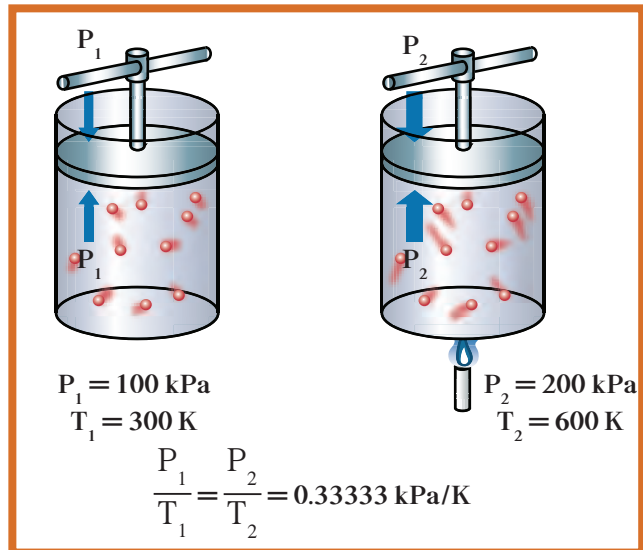
في أيام الصيف الحارة، يزداد الضغط في إطار السيارات، وتوضح هذه الزيادة العلاقة التي اكتشفها الكيميائي الفرنسي جاي-لوساك Gay-Lussac (1850-1778) في العام 1802 (شكل 20).

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

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

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

مع افتراض ثبات الحجم (الشكل 21):



شكل (21)

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

مثال (3)

إذا كان ضغط الغاز المتبقي في عبوة رذاذ مُستخدمة يساوي 103 kPa عند درجة حرارة 25 °C ، احسب ضغط الغاز في حال أُلقيت هذه العبوة في النار عند درجة حرارة 928 °C . (سوف تُوضَّح لك الإجابة عن هذا السؤال مدى خطورة إلقاء عبوة رذاذ في النار بعد استخدامها . وإذا قرأت التعليمات الموجودة على مثل هذه العبوات ، ستجد تحذيرًا مثل: لا تُحرق أو تُخزَّن فوق درجة حرارة معيَّنة . سبب هذه التحذيرات على عبوات الرذاذ هو أنَّ ضغط الغاز المحبوس يرتفع عند تسخينه ، وإذا زاد الضغط عن الحدِّ المحتمل ، يمكن أن انفجر الوعاء ويُسبب أضرارًا جسيمة) .

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم .

المعلوم

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

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

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

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 .

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

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

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

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 P_1 ، T_1 و T_2 في المعادلة السابقة واحسب قيمة P_2 .

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

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

يمكن استنادًا إلى النظرية الحركية توقّع أنّ زيادة درجة حرارة الغاز تؤديّ إلى زيادة الضغط عند ثبات الحجم ، والنتيجة التي حصلت عليها تُوضّح ذلك .

أسئلة تطبيقية وحلها

1. 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

2. ضغط الهواء في إطار سيارة هو 198 kPa عند درجة حرارة 27 °C . وفي نهاية رحلة في يوم مشمس حارّ ، ارتفع الضغط إلى 225 kPa . ما درجة حرارة الهواء داخل إطار السيارة (بفرض أنّ الحجم لم يتغيّر)؟

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 المتغيّرات 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 كلّ من القوانين المنفردة ، فالقانون الموحّد للغازات يبقى صالحاً فقط ما دامت كمية الغاز لم تتغيّر .

بالإضافة إلى إمكانية استنباط القوانين الثلاثة السابقة من القانون الموحد للغازات، فهو يساعدنا أيضًا في إجراء حسابات في ظلّ عدم ثبات أيّ من المتغيّرات 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 الحلّ

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 والمعلوم الموحد للغازات لحساب القيمة غير المعلوم (V_2).

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

نظرًا 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 الموحد 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.

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

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؟

الأهداف العامة

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



شكل (22)

الثلج الجاف هو ثاني أكسيد الكربون في الحالة الصلبة. سُمِّي كذلك لأن مادته تتبخر مباشرة من دون أن تنصهر (تتسامى عند الضغط الجزئي العادي). تصل درجة حرارته إلى -74°C ، وهو يحرق الجلد إذا لامسه مباشرة.

ماذا يحدث إذا قال لك أحدهم إنَّ قوانين الغازات التي تعلَّمتها في الدرس السابق غير صحيحة؟ في الحقيقة، هذا الكلام صحيح إلى حدٍّ 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 تُطبَّق قوانين الغازات التي درستها؟

1. قانون الغاز المثالي Ideal Gas Law

تناولنا حتَّى الآن ثلاثة متغيَّرات تتعلَّق بسلوك الغازات، وهي الضغط، الحجم ودرجة الحرارة. وثمة متغيّر رابع يجب أن نأخذه في الاعتبار، وهو كمية الغاز في النظام، ويُعبَّر عنه بعدد المولات (n). يمكن حساب عدد المولات بتعديل القانون الموحد للغازات.

يمكنك فهم هذا التعديل إذا علمت أن الحجم الذي يشغله الغاز عند درجة حرارة وضغط معينين 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 .

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

توضح هذه المعادلة أن $\frac{P \times V}{T \times n}$ تساوي مقداراً ثابتاً . ينطبق هذا الثبات على ما يُسمى الغاز المثالي Ideal Gas ، ويقال إن تصرف الغاز مثالي إذا خضع لقوانين الغازات (أي تنطبق عليه قوانين الغازات) . ويعتمد السلوك المثالي على ظروف معينة سوف نتعرفها 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 ، ويُسمى ثابت الغاز المثالي Ideal Gas Constant .

يمكنك إيجاد القيمة R الفعلية إذا عرفت حقيقة عامة عن الغازات ، وهي أن المول الواحد لكل غاز مثالي يشغل حجماً قدره 22.4 L عند الضغط ودرجة الحرارة القياسيين (STP) 101.3 kPa و 273 K . وبالتعويض عن قيم n ، T ، V و P 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 $R = 8.31 \text{ kPa.L/mol.K}$ وبإعادة ترتيب المعادلة السابقة لفصل المقدار R تحصل على الصورة المعتادة لقانون الغاز المثالي:

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

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

أو

يتميز 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 .

مثال (1)

إذا قام عامل في شركة تعبئة الغاز بملء اسطوانة حجمها 20 L بغاز النيتروجين (N_2) إلى أن يصبح ضغط الغاز 2×10^4 kPa عند درجة 28°C ، فكم عدد مولات (N_2) التي ستحتويها هذه الاسطوانة؟ (اعتبر غاز N_2 غازًا مثاليًا).

طريقة التفكير في الحل

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

$$n = ? \text{ mol} \quad \text{عدد مولات } (N_2)$$

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

2. **احسب:** حلّ غير المعلوم.

نظرًا لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسألة، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات

$$\text{الحرارة المطلقة (K).} \quad T = 28^\circ\text{C} + 273 = 301 \text{ K}$$

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 كبيرًا. يعني ذلك وجود عدد كبير من مولات الغاز مضغوط في هذا الحجم. وعلى ذلك يكون الرقم الكبير الذي حصلت عليه معقولًا.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. تحتوي كرة مجوّفة مثبّنة على 685 L من غاز الهيليوم عند درجة حرارة 621 K وضغط غاز 1.89×10^3 kPa. ما عدد مولات الهيليوم التي تحتوي عليها الكرة (اعتبر غاز الهيليوم غازًا مثاليًا).؟
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: 1.71×10^3 kPa

مثال (2)

تحتوي بئر عميقة تحت سطح الأرض على 2.24×10^6 L من غاز الميثان CH_4 عند ضغط 1.5×10^3 kPa ودرجة حرارة 42°C . احسب كتلة الميثان التي تحتوي عليها البئر (علمًا أن: $\text{M.wt.}(\text{CH}_4) = 16$ g/mol).



طريقة التفكير في الحلّ

1. **حلّ:** اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم

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

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

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

غير المعلوم

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

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

2. **احسب:** حلّ غير المعلوم.

نظرًا لتطبيق قوانين الغازات في حلّ هذه المسألة، يجب التعبير عن درجات الحرارة بدرجات

$$\text{الحرارة المطلقة (K): } T = 42^\circ\text{C} + 273 = 315 \text{ K}$$

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

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

عوّض عن الكمّيات 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.

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

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

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

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

3. **قيم:** هل النتيجة لها معنى؟

حجم الميثان وضغطه كبيران جدًّا. ومن المعقول أن تحتوي البئر على كمّية كبيرة من غاز الميثان كما تُوضّح نتيجة هذا المثال.

أسئلة تطبيقية وحلّها

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

الحل: 2.5 g هواء

2. ما الحجم الذي يشغله 12 g من غاز الأكسجين $\text{O}_{2(g)}$ عند درجة حرارة 25°C وضغط 52.7 kPa؟ (M.wt. $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$)

الحل: 17.6 L من $\text{O}_{2(g)}$

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 تتوقع، 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.

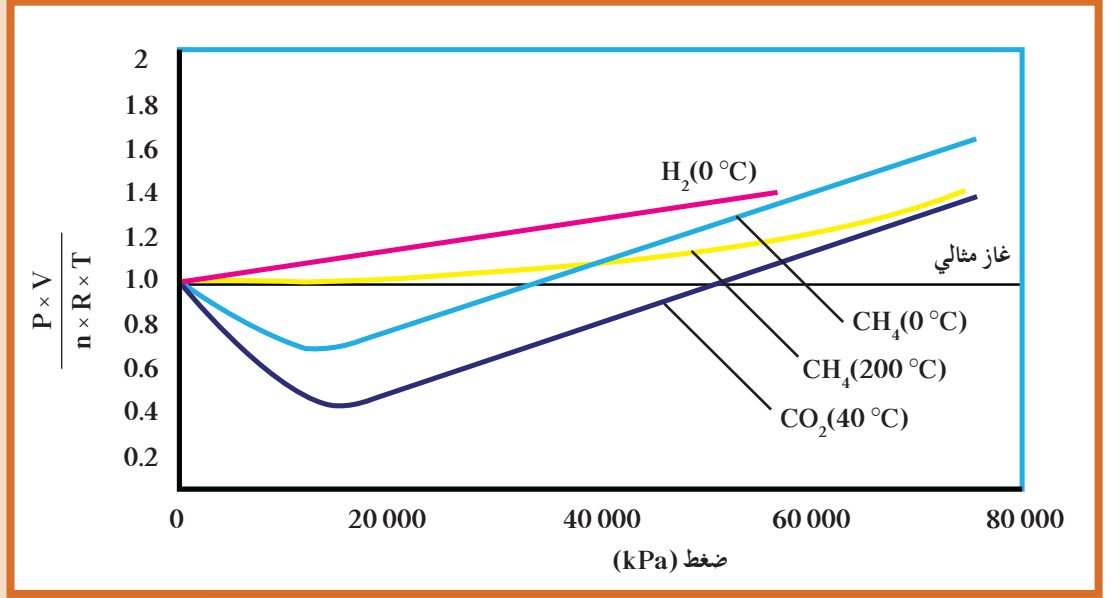
ثمة سلوك مهم للغاز الحقيقي Real Gas يختلف فيه عن سلوك الغاز المثالي الافتراضي، وهو إمكانية إسالته، وفي بعض الأحيان تحويله إلى صلب بالتبريد وتحت تأثير الضغط. على سبيل المثال، عند تبريد بخار الماء إلى درجة حرارة أقلّ من 100°C عند الضغط الجوي القياسي، يتكثّف البخار إلى سائل. ويمثل ذلك الغازات الحقيقية الأخرى،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

3. الحيدود عن قانون الغاز المثالي

Departures from the Ideal Gas Law

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

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 CO₂ عند 40 °C وضغط 10⁴ kPa؟

يمكن أن تحيد النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ للغازات الحقيقية عند الضغوط العالية بشكل كبير عن القيمة الثابتة المثالية للواحد الصحيح. وقد تصبح هذه النسبة أكبر أو أصغر من الواحد الصحيح، وعلى ذلك، يمكن أن يكون الحيود موجباً (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 تنجذب بعضها إلى بعض وليس لها حجم. وهذه الفرضيات غير صحيحة، إذ لا يمكن إسالة الغازات والأبخرة إذا انعدم التجاذب بين الجسيمات. تتكوّن الغازات الحقيقية أيضاً من جسيمات فيزيائية حقيقية لها حجم كما يوضح الشكل (24).

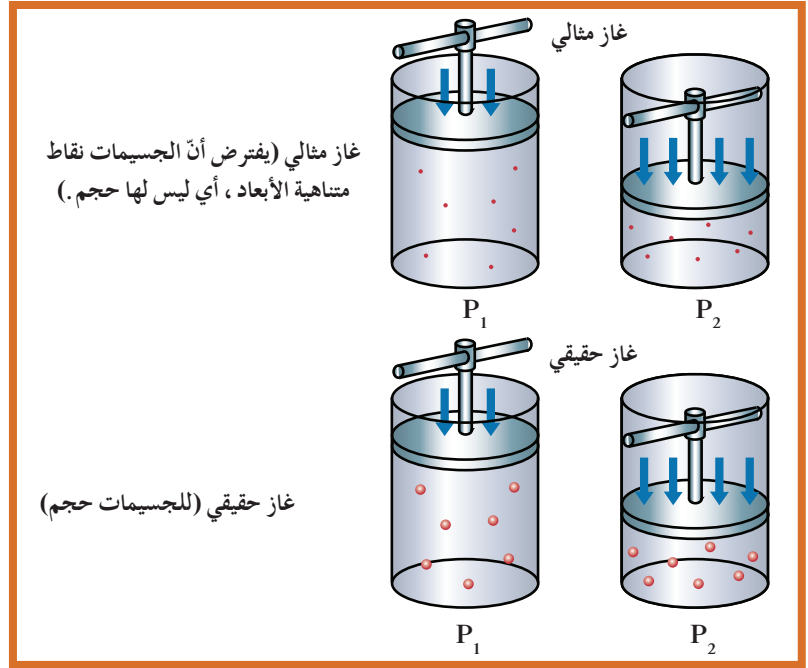
فقرة إثرائية

ارتباط الكيمياء بالفيزياء

الكريوستات (ترموس)



يُطلَق 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 الاسكوتلندي 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 اسطوانات 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.



شكل (24)

يجب أن يُؤخذ الحجم الفعلي لجسيمات الغاز المفردة في الغاز الحقيقي 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 فكّرنا بهذه الحقيقة وحدها، فإنّ 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 يتعارض مع افتراض النظرية الحركية بأنّ 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 أنّ قوة التجاذب بين الجسيمات في أجزاء المنحنيات أسفل الخط الأفقي المستقيم تكون هي المسيطرة، وتؤدي إلى أن يكون الحجم الكلي أقل من الحالة المثالية.

يسيطر تأثير حجم الجسيمات في أجزاء المنحنيات التي تقع أعلى الخط الأفقي المستقيم، ويؤدي إلى أن يكون الحجم الكلي أكبر من الحالة المثالية. وتُحدّد درجة حرارة الغاز أيضاً من التأثيرين السابقين هو الذي سيسيطر. بالمقارنة بين منحنيات $CH_{4(g)}$ عند $0^\circ C$ وعند $200^\circ C$ ، نجد أن عند $0^\circ C$ ، تتحرّك جسيمات الميثان ببطء نسبياً، ويكون التجاذب بين الجسيمات قوياً بدرجة كافية. لذلك، عند انخفاض الضغط، يقع المنحنى الذي يُمثل الميثان عند درجة $0^\circ C$ أسفل الحالة المثالية التي تساوي النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ عندها الواحد الصحيح (أي الخط الأفقي).

تقلّ المسافة بين الجسيمات عند ارتفاع الضغط ويصبح الحجم الفيزيائي الحقيقي لجسيمات غاز الميثان مهمًا. وفي هذه الحالة، يقع منحني الميثان أعلى من الحالة المثالية. يؤدّي ارتفاع درجة الحرارة إلى ما فوق 200 °C إلى ارتفاع متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بدرجة كافية للتغلب على تأثير قوة التجاذب الضعيفة بين الجسيمات. وبذلك، تساوي النسبة $\frac{P \times V}{n \times R \times T}$ الواحد الصحيح تقريبًا عند الضغط الأقلّ 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 كمية غاز مثالي في عينة ما عند ظروف معيّنة من درجة الحرارة والضغط والحجم؟
2. ما الفرق بين الغاز المثالي والغاز الحقيقي؟
3. فسّر 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 سُمح 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، $(M.wt. (\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol})$).

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

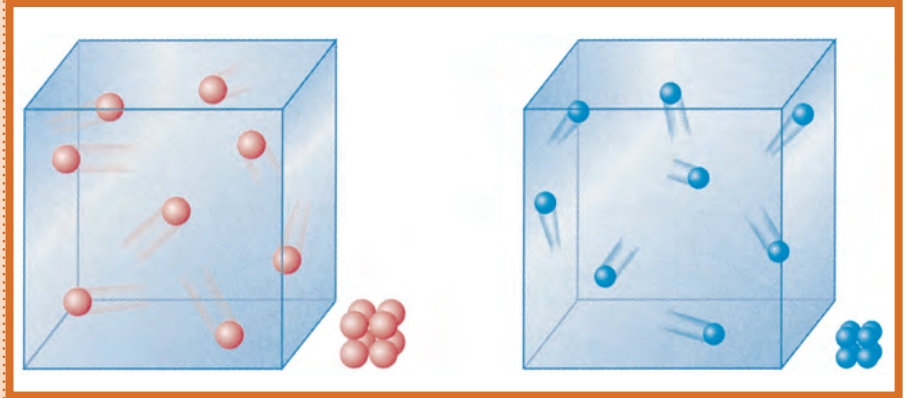
يفوق ارتفاع قمة جبل إفرست 29 000 قدم (حوالي 8840 مترًا) فوق سطح البحر (شكل 25). ويحتاج المتسلق إلى قمة هذا الجبل إلى الخيم، الطعام، الملابس الثقيلة والحبال، بالإضافة إلى أنابيب من غاز الأكسجين، لأن الإنسان يحتاج إلى ضغط جزئي من غاز الأكسجين لا يقل قدره عن 10.67 kPa لكي يبقى على قيد الحياة. فإذا تعرّض بشكل مستمر إلى ضغط يقل عن ذلك الحد، فسوف يموت! ماذا نعني بالضغط 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 أنّ مجموعات الجزيئات الأكبر يجب أن تكون أكبر حجمًا من المجموعات ذات العدد نفسه من الجزيئات الصغيرة.

ذُهِل 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. ويُمكن 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 تتطلّب 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 متراصة بإحكام. فالفراغ كبير بالمقارنة مع الحجم الذي تشغله الجسيمات. وعندما تكون الجسيمات متراصة بإحكام، تأخذ الجسيمات الكبيرة مساحة أكبر من الجسيمات الصغيرة.

يُمكن توضيح نظرية أفوجادرو تجريبياً، فعند درجة الحرارة والضغط القياسيين 101.3 kPa و 0°C و 760 mmHg ، 1 mol يشغل 22.4 L (جدول 1 وشكل 27). ويُعرّف هذا الحجم بالحجم المولي Molar Volume.

الحجم المولي (22.4 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)

يُوضّح هذا الجدول أنّ الحجم المولي لغازات عند ضغط 101.3 kPa و 273 K متقارب بشكل كبير.

			
22.4 L	22.4 L	22.4 L	الحجم
28 g	32 g	38 g	الكتلة المولية
1 mol	1 mol	1 mol	الكمية
101.3 kPa	101.3 kPa	101.3 kPa	الضغط
273 K	273 K	273 K	الحرارة

شكل (27)

يُوضَّح هذا الشكل الحجم المولي لغازات عند درجة حرارة وضغط قياسي.

مثال (1)

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

طريقة التفكير في الحل

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 المعلوم في معامل التحويل يعطي النتيجة التالية:

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

3. **قيّم:** 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.

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. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم

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

غير المعلوم

عدد جزيئات $O_2 = ?$

التحويل المطلوب: حجم $\leftarrow$ عدد المولات $\leftarrow$ 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 نضرب بعدد أفوجادرو للحصول على:

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

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

بما أن 3.36 L من غاز الأكسجين O_2 يحتوي على $\frac{1}{7} \text{ mol}$ 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 للضغط الجزئي

Dalton's Law of Partial Pressure

من قانون الغاز المثالي

$$PV = n RT$$

$$P = n \left(\frac{RT}{V} \right) \text{ نلاحظ أن:}$$

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 معين وبمتوسط طاقتها الحركية فحسب، أما نوع الجسيمات فغير مهم لأن لكل جسيم القدر نفسه من المساهمة في الضغط. بالتالي، إذا عرفت الضغط الذي يمارسه كل غاز في الخليط، تستطيع عن طريق عملية جمع الضغوط المنفردة لكل 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

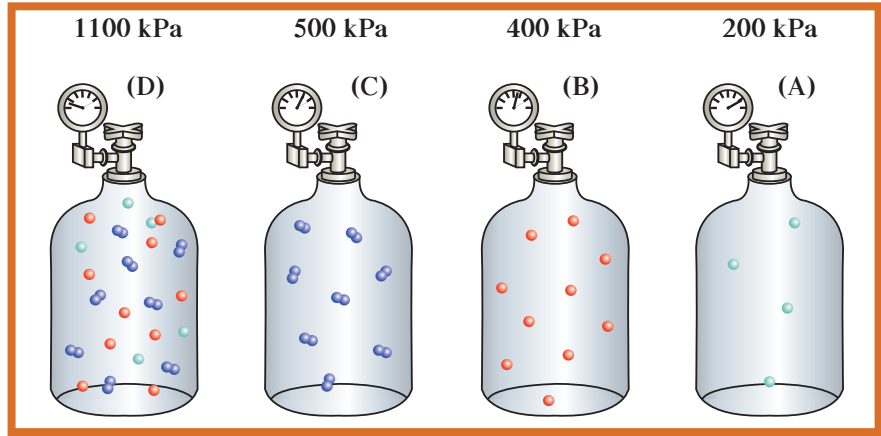
الضغط الجزئي Partial Pressure يُعرف بالضغط الناتج عن أحد مكونات خليط غازي إذا شغل حجمًا مساويًا لحجم الخليط عند درجة الحرارة نفسها . ففي خليط مكوّن من عدّة غازات ، يكون الضغط الكليّ هو مجموع الضغوط الجزئية المنفردة للغازات المكوّنة للخليط .

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

هذه المعادلة هي إحدى العلاقات الرياضية لقانون دالتون للضغوط الجزئية .

ينصّ قانون دالتون للضغوط الجزئية Dalton's Law of Partial Pressures

على ما يلي: عند ثبات الحجم ودرجة الحرارة ، يكون الضغط الكليّ لخليط من عدّة غازات لا تتفاعل مع بعضها يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكوّنة للخليط . مُزجت الغازات الموجودة في الأوعية (A) ، (B) ، و (C) في الوعاء (D) والأوعية كلّها متساوية الحجم (شكل 28) . ما الضغط الجزئي الذي يساهم به كلّ غاز في الضغط الكليّ للخليط؟



شكل (28)

يساوي مجموع الضغوط التي يمارسها كلّ غاز على حدة في الأوعية الثلاثة التي إلى اليمين الضغط الكليّ نفسه الذي يمارسه خليط الغازات في الحجم نفسه (بافتراض ثبات درجة الحرارة) . ويُعتبر قانون دالتون للضغوط الجزئية صحيحًا لأنّ كلّ غاز يمارس ضغطًا خاصًا به مستقلًا عن الضغط الذي تمارسه الغازات الأخرى .

لا تتغيّر المساهمة الجزئية للضغط الذي يبذله كلّ غاز في الخليط بتغيّر الحرارة أو الضغط أو الحجم . تملك هذه الحقيقة معانٍ مهمّة في عمليات الطيران وتسلّق الجبال . فعلى سبيل المثال ، يتناقص الضغط الجويّ الكليّ على قمّة جبل إفرست إلى 33.73 kPa (حوالي $\frac{1}{3}$ قيمته عند سطح البحر) ، ويتناقص الضغط الجزئيّ للأكسجين بالنسبة نفسها ليبلغ حوالي 7.06 kPa فقط ($\frac{1}{3}$ الضغط الجزئيّ للأكسجين عند سطح البحر) . هذا النقص في ضغط الأكسجين يجعله غير كافٍ للتنفّس ، لأنّ الإنسان يحتاج إلى ضغط جزئيّ للأكسجين لا يقلّ قدره عن 10.67 kPa . حتّى أنّ بعض الأشخاص يحتاجون إلى ضغط جزئيّ أكبر من ذلك . يُوضّح الشكل (29) الاحتياطات التي يتّخذها طيارو الطائرات النفاثة ومتسلّقو الجبال للتغلّب على الظروف التي تفرضها الارتفاعات العالية .



شكل (29)

يجب أن يحمل متسلّقو الجبال والطيارون الذين يبلغون ارتفاعات عالية إمدادات أكسجين إضافية عندما يبلغون 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 أنّ 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 ثمّ حلّ المعادلة:

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

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

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

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

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

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. احسب الضغط الكليّ لخليط غازي يحتوي على أكسجين ونيتروجين وهيليوم إذا كانت الضغوط الجزئية للغازات كالتالي:

$$P_{He} = 26.7 \text{ kPa} \quad P_{N_2} = 46.7 \text{ kPa} \quad P_{O_2} = 20 \text{ kPa}$$

الحلّ: $P_T = 93.4 \text{ kPa}$

2. يحتوي خليط غازي على أكسجين ونيتروجين وثاني أكسيد الكربون، ويساوي ضغطه الكليّ 32.9 kPa . إذا علمت أنّ $P_{N_2} = 23 \text{ kPa}$ و $P_{O_2} = 6.6 \text{ kPa}$ ، احسب P_{CO_2} .

الحلّ: $P_{CO_2} = 3.3 \text{ kPa}$

فقرة إثرائية

ارتباط الكيمياء بالرياضة

الغازات والغوص تحت الماء



يقوم غطّاسون 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 الضغط العالية.

يستطيع الغطّاسون التنفس في الأعماق تحت الماء لأنّ أنابيب الغاز تتصل بالمنظّم، وهو جهاز يعمل أوتوماتيكياً لضبط الهواء الذي يخرج من الأنابيب ويدخل رئتي الغطّاس. كما يعمل المنظّم على معادلة الضغط داخل الرئتين وخارجهما، لأنّ كمية الغاز التي يتنفسها الغطّاس تذوب في دمه بشكل أكبر تحت الضغط العالية. يتكوّن الهواء بشكل أساسي من النيتروجين N_2 . يؤدّي ذوبان كمية كبيرة منه في الدم تحت الضغط العالي إلى تخدّر الغطّاس. كما يؤثّر بشكل سلبي عند صعود الغطّاس إلى سطح الماء، إذ يؤدّي إلى التحنّي الذي قد يؤدّي بدوره إلى الوفاة. لذلك يحتاط الغطّاسون ويستخدمون خليطاً خاصاً من الغازات بدلاً من الهواء المضغوط.

مراجعة الدرس 2-3

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 اللترات 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 أهميّة الحجم الذي قدره أفوجادرو بـ 22.4 L؟

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 للضغوط الجزئية	Gay-Lussac's Law	قانون جاي - لوساك
Combined Gas Law	القانون الموحد للغازات	Ideal Gas Law	قانون الغاز المثالي
Kinetic Theory	النظرية الحركية	Absolute Temperature Scale	مقياس درجة الحرارة المطلقة

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1 - 1) خواص الغازات

- جسيمات الغاز كروية الشكل وصغيرة جداً بالنسبة إلى المسافة التي تفصل بينها، ولا توجد أي قوى بينها فهي تتحرك 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.
- تقلل 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 تناسباً عكسياً 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 معينة من غاز ما تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة (كلفن).

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ و } \frac{V}{T} = k$$

- قانون جاي - لوساك: عند ثبات الحجم، يتناسب ضغط الغاز تناسباً طردياً مع درجة حرارته المطلقة (كلفن).

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ و } \frac{P}{T} = k$$

- 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

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

(2 - 3) الجسيمات الغازية: مخاليطها وحركتها

- تنصّ فرضية أفوجادرو على أن الحجم المتساوية 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 الكليّ في خليط من الغازات مجموع الضغوط الجزئية لكلّ غاز موجود في الخليط.

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

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضّحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظّم الأفكار الرئيسية للوحدة:



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 أضيف مول آخر من الغاز في الأنبوب عند ثبات درجة الحرارة والحجم؟
4. إذا ضُغَط 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 . فسّر 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 (بالتر) عند ضغط 100 kPa ، إذا كان حجمه 1.5×10^3 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. سُخِّن غاز حجمه 300 mL عند 150 °C حتى أصبح حجمه 600 mL . احسب درجة الحرارة الجديدة للغاز إذا ظلّ الضغط ثابتاً أثناء عملية التسخين؟
11. لماذا تحمل عبوات الرذاذ شعارات تحذّر من حرقها بعد الاستعمال؟
12. اذكر العلاقة الرياضية التي تعبّر عن القانون الموحد للغازات .
13. يحتوي أنبوب غازي محكم الإغلاق على غاز النيتروجين عند ضغط 1×10^3 kPa ودرجة حرارة 20 °C . تُرك الأنبوب معرّضاً 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 أنّ الكتلة المولية لغاز الميثان تساوي 16 g/mol ؟ (اعتبر غاز الميثان غازاً مثالياً)
19. احسب الحجم (V) بالترات الذي يشغله كلّ من الغازات التالية عند ظروف قياسية:
(أ) 2.5 mol من غاز $\text{N}_{2(g)}$ (ب) 0.6 g من غاز $\text{H}_{2(g)}$ (ج) 0.35 mol من غاز $\text{O}_{2(g)}$
(علماً أنّ: M.wt. (O_2) = 32 g/mol ، M.wt. (N_2) = 28 g/mol ، M.wt. (H_2) = 2 g/mol)
20. كيف يمكن مقارنة عدد جسيمات غازين إذا تساوى الضغط الجزئي لكلّ منهما في وعاء ما؟

اختبر مهاراتك

1. ما الذي تستطيع استنتاجه عن طبيعة العلاقة بين متغيرين حصيلة القسمة بينهما مقدار ثابت؟
2. 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؟
3. اختر إحدى الكلمات بحيث تحاكي العلاقة الثانية العلاقة الأولى:
 (أ) غاز مثالي: غاز حقيقي
 (1) سيرة ذاتية
 (2) قصة طويلة
 (3) فيلم
 (4) حقيقة
 (ب) قانون تشارلز: درجة الحرارة
 (1) ضغط
 (2) حجم
 (3) كتلة مثالية
 (4) كتلة
 (ج) حجم: قانون تشارلز
 (1) قانون بويل
 (2) القانون الموحد للغازات
 (3) قانون جاي - لوساك
 (4) درجة الحرارة
 (د) علاقة عكسية: قانون بويل
 (1) الصفر المطلق
 (2) فرضية أفوجادرو
 (3) قانون الغاز المثالي
 (4) قانون تشارلز
 (هـ) درجات كلفن: درجات مئوية
 (1) ضغط جوي
 (2) وحدة الضغط الجوي
 (3) ضغط
 (4) صفر مطلق
4. تتمدد الغازات لثماً فراغاً. لماذا لا تتسرب غازات الجو حول الأرض إلى فراغ فضائي قريب منها؟
5. كيف يمنع الفراغ المُستخدم في زجاجات الترموس انتقال الحرارة؟
6. أي غاز حقيقي يملك خواص قريبة من خواص الغاز المثالي؟ ولماذا؟
7. يحدث التفاعل التالي في وعاء محكم الإغلاق حجمه 40 L عند درجة حرارة 120 °C.

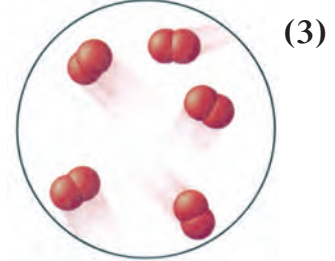
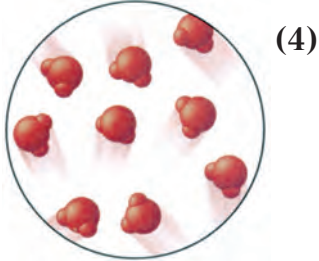
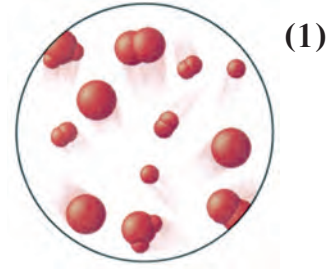
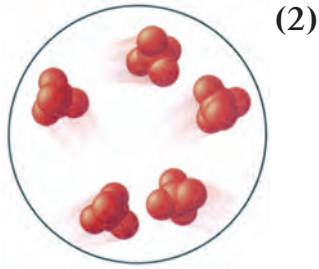
$$4\text{NH}_{3(g)} + 5\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 4\text{NO}_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$$
 (أ) احسب الضغط الجزئي لـ $\text{NO}_{(g)}$ في الوعاء عندما يتفاعل 34 g من غاز $\text{NH}_{3(g)}$ مع 96 g من غاز $\text{O}_{2(g)}$ ؟
 (M.wt. (O) = 16 g/mol ، M.wt. (N) = 14 g/mol ، M.wt. (H) = 1 g/mol)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

8. 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 6.7×10^{-24} mL؟

9. تملك غازات كثيرة ذات الجزيئات الصغيرة من مثل $N_{2(g)}$ و $O_{2(g)}$ حجمًا موليًّا متوقعًا وهو 22.4 L عند ظروف قياسية. ومع ذلك تسلك الغازات الأخرى سلوكًا غير مثالي جدًا حتى لو لم تتعرض لدرجات حرارة عالية وضغوط منخفضة جدًا. تساوي الحجم المولية لـ $CH_{4(g)}$ ، $NH_{3(g)}$ و $CO_{2(g)}$ عند ظروف قياسية 22.37 L، 22.26 L و 22.06 L على التوالي. اشرح أسباب هذا الحيود عن الحالة المثالية.

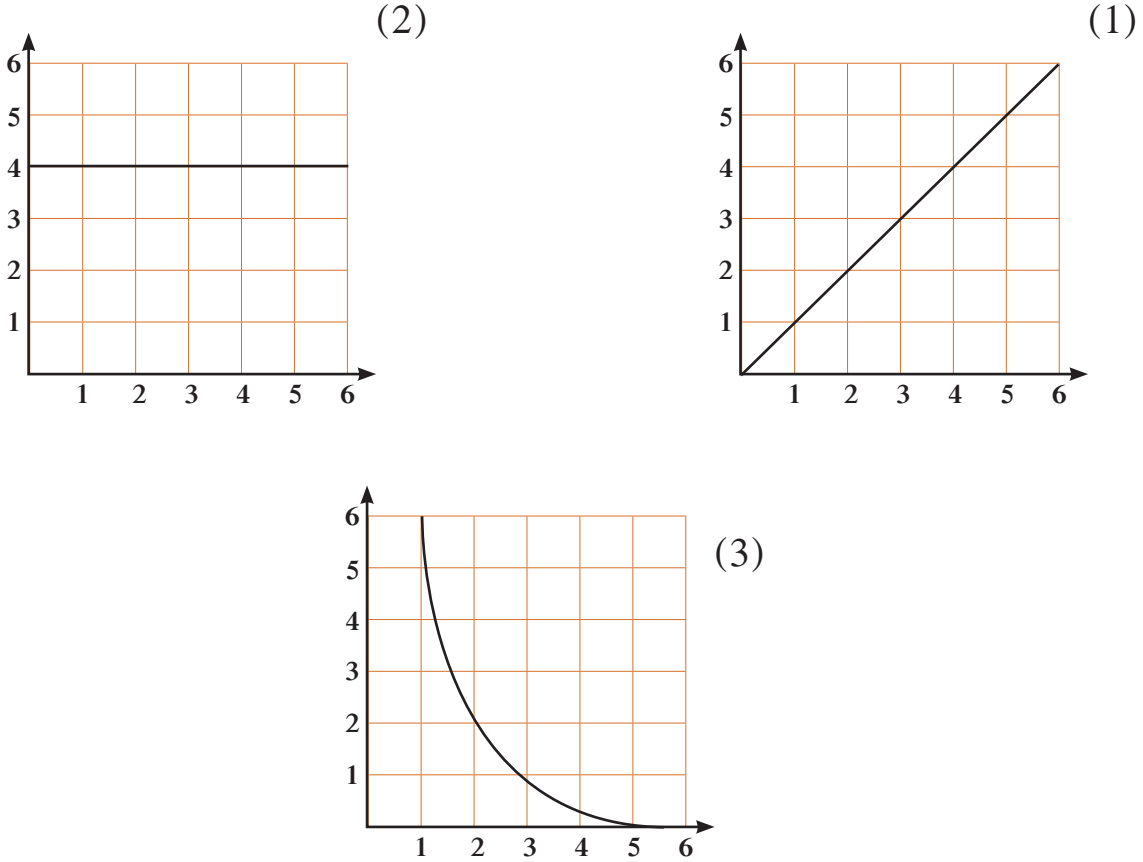
10. طابق كل وصف مع الشكل الصحيح.

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



11. صل الرسوم البيانية الثلاثة بالوصف الصحيح. يمكن وصل كلٍّ من الرسوم البيانية بأكثر من وصف واحد.

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



12. سخّنت 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.

مشاريع الوحدة

1. أعدّ لوحة جدارية توضّح قوانين الغازات التي درستها في هذه الوحدة. يجب أن تشرح في هذه اللوحة كل قانون وتبيّن المعادلة الخاصة به مع مثال توضيحي أو أكثر عن كيفية تطبيق القانون في الحياة العملية.
2. غالبًا ما تحتوي معظم المشروبات الغازية على ثاني أكسيد الكربون تحت ضغط معين. وعند فتح زجاجة أو علبة المشروب الغازي يقلّ الضغط ويبدأ الغاز بالتسرّب من السائل. افتح زجاجة مشروب غازي وبسرعة ضع بالونًا كبيرًا كرويًا على فوهة الزجاجة لتكتشف كمّية الغاز المذاب في السائل. اربط البالون على فوهة الزجاجة بأمان وحرص ورجّ الزجاجة برفق لمدة 5 ثوان على الأقل لكي تجمع في البالون أكبر كمّية ممكنة من الغاز. جرّب هذه التجربة مع أنواع أخرى من المشروبات الغازية واستنتج حجم الغاز باستخدام الحسابات التي تتضمن حجم البالون. استخدم أيضًا قوانين الغاز لتحديد عدد مولات الـ CO_2 . ما مصادر الخطأ الممكنة في التجربة التي تقوم بها؟

فصول الوحدة

الفصل الأول

♦ سرعة التفاعل الكيميائي والاتزان الكيميائي

الفصل الثاني

♦ الإنتروبي

أهداف الوحدة

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

معالم الوحدة

- اكتشف بنفسك: درجة الحرارة وسرعة التفاعلات
- علاقة الكيمياء بالجيولوجيا: 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 تساعد في السيطرة على سرعات هذه التفاعلات لما لها من تأثيرات في المنتج، ثمه 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 توافر ما يلي: شريط لاصق ورقي، 4 أكواب بلاستيك، ماء ساخن وماء بارد، ثلج، 4 أقراص فوّارة 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 كلّ قصاصة على كوب.

2. املاً $\frac{3}{4}$ حجم كلّ كوب بالترتيب التالي:

الكوب (A): ماء بارد وبعض الثلج؛ الكوب (B): ماء بارد،

الكوب (C): خليط نصفه ماء بارد ونصفه ماء ساخن والكوب (D): ماء ساخن.

3. قس درجة حرارة الماء في كلّ كوب وسجلها.

4. أسقط قرصاً فوّاراً في أحد الأكواب، وسجل الزمن الذي استغرقه

التفاعل ليكتمل تماماً، ثم كرر الخطوة للأكواب الثلاثة الأخرى.

5. أعد رسماً بيانياً يوضح العلاقة بين درجة الحرارة ومدّة التفاعل.

6. هل تفاعلات الأقراص أسرع عند درجات الحرارة الأعلى؟ علّل.

دروس الفصل

الدرس الأول

• سرعة التفاعل

الدرس الثاني

• التفاعلات العكوسة والالتزان الكيميائي

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

النور الساطع والحرارة الطاردة هما نتيجة تفاعل المغنيسيوم مع الأكسجين ليكوّنا 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 المغلقة فهو مثال على وصف حالة من الالتزان، حيث المتفاعلات والنواتج متواجدة معاً في النظام نفسه. هذه هي التفاعلات العكوسة التي سندرسها في هذا الفصل.



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 الإيثانين 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 الإيثانين مع غاز الأكسجين النقي. يشيع استعمال هذا التفاعل إذ تصل درجة حرارة اللهب إلى أكثر من 3000°C ، وهي كافية للحام الفلزّات بعضها ببعض (شكل 30)، وفي بعض الأحيان لقطع فلزّ ما.

كما أنّ مراقبة نضوج الخضار والفاكهة تستأثر اهتمامنا أيضاً على الرغم من أنّ التفاعل الكيميائي فيها أبطأ، وتفاعلاته ونواتجه مختلفة. فغاز الإيثين، على سبيل المثال، شائع الاستعمال بين المزارعين يحفّز درجة النضوج من خلال سلسلة تفاعلات تسرّعها طبيعته الغازية وصغر حجمه. كما يصدأ الحديد عندما يتعرّض للهواء الرطب، لكنك تعلم أنّ عكس هذه العملية لا يتمّ بسهولة. فإذا أحضرت كرسياً صدأً بسبب الجو الرطب، لا يمكنك جعله يبدو جديداً مرّة أخرى. سوف تتعرّف في هذا الدرس العوامل المؤدّية إلى تفاوت سرعات التفاعلات الكيميائية.

1. سرعة التفاعل الكيميائي

Chemical Reaction Rate

يختلف الوقت اللازم لحدوث تفاعل بشكل ملحوظ بين تفاعل وآخر، ويرتبط ذلك بطبيعة التفاعل نفسه. فعندما تشعل عود الثقاب بالاحتكاك مثلاً، يبدو أنه يشتعل في اللحظة نفسها التي تقوم فيها بحكّ عود الثقاب. لكن 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. فيمكن أن يجتاز العداء السريع مسافة 100 m في حوالي 11.5 s، في حين قد يستغرق العداء الأقل سرعة 15 s ليجتاز المسافة نفسها، أي أن الأول 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. وتُقاس سرعة العداء بالتغيّر في المسافة في فترة زمنية معيّنة.



(ب) صدأ



(أ) احتراق



(د) نضج الفاكهة

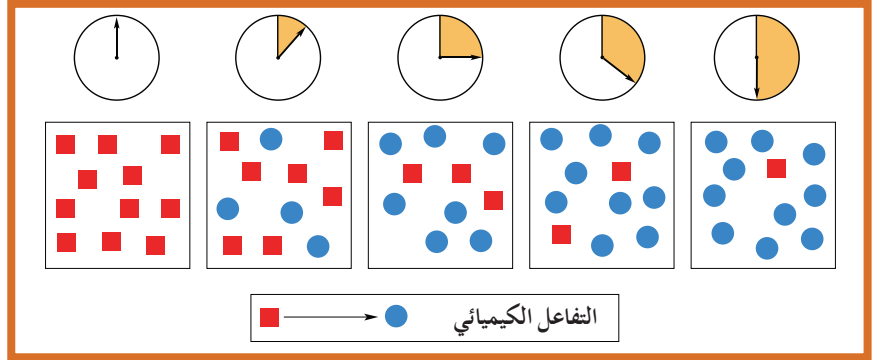


(ج) التقدم في السنّ

شكل (32)

رتّب العمليات الأربع وفقاً لسرعة حدوثها.

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



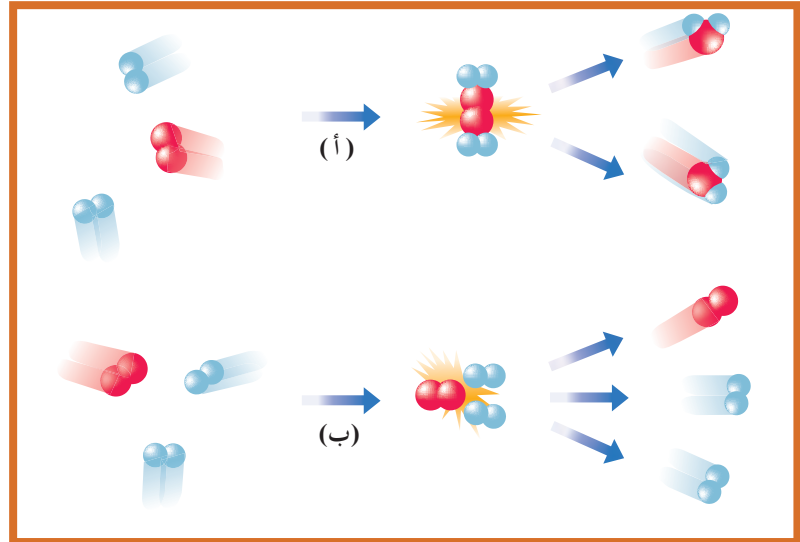
شكل (33)
مع مرور الوقت ، تتناقص كمية المتفاعلات
(المربعات الحمراء) وتزداد كمية النواتج
(الدوائر الزرقاء).

Collision Theory

2. نظرية التصادم

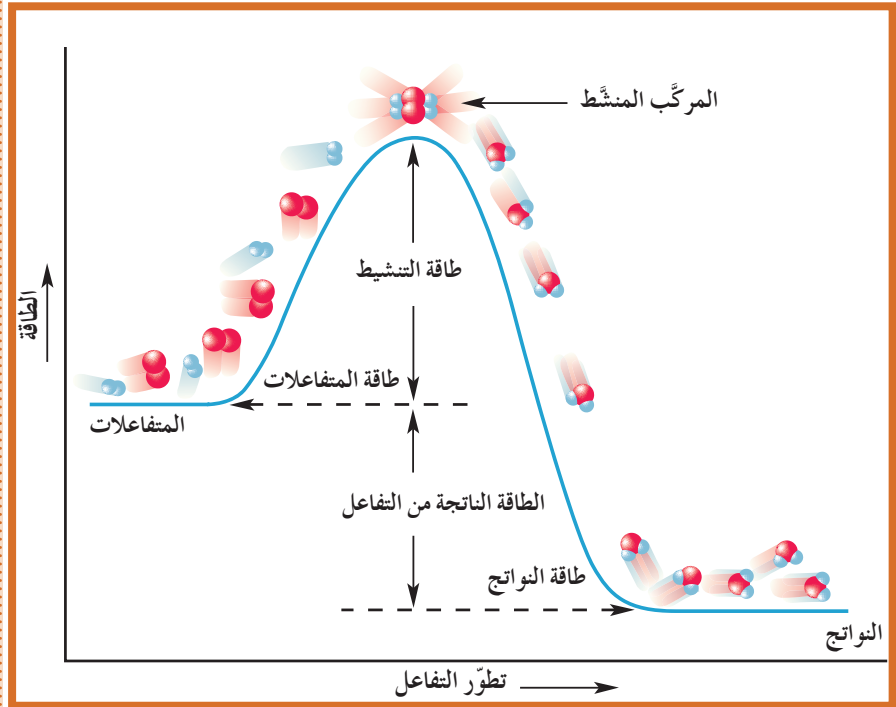
ترتبط التغيرات المرئية الناتجة من التفاعلات الكيميائية بالتغيرات في خواص الذرات والأيونات والجزيئات المنفردة . فعلى سبيل المثال ، فلزّ الصوديوم المميّز بلونه الفضيّ الساطع يتفاعل مع جزيئات الكلور ذات اللون الأصفر الباهت ليعطي بلورات كلوريد الصوديوم عديمة اللون . تختلف خواصّ ذرات الصوديوم وجزيئات الكلور 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 بعيدًا عند اصطدامها ولا يحدث تفاعل . ويُوضّح الشكل (34) هذه النظرية .



شكل (34)
إذا ملكت الجسيمات المتصادمة طاقة حركية
كافية واندفعت في الاتجاه الصحيح ، تستطيع
أن تتفاعل وتكوّن ناتجًا جديدًا .
(أ) تنتج من تصادم مؤثّر لجزيئات الموادّ
المتفاعلة جزيئات موادّ ناتجة .
(ب) لا ينتج من تصادم غير مؤثّر لجزيئات
الموادّ المتفاعلة أيّ تفاعل ، وترتدّ الموادّ
المتفاعلة بعيدًا من دون أن يحدث لها أيّ تغيير .

بعد تزويد الروابط التي تربط الجسيمات بطاقة كافية، يمكنها أن تتفكك إلى مواد أبسط، أو تعيد ترتيب نفسها لتكوّن مواد جديدة. وتُعرف أقل كمية من الطاقة التي تحتاج إليها الجسيمات لتتفاعل بطاقة التنشيط **Activation Energy**. وهي تُعتبر بمثابة حاجز يجب أن تعبره المواد المتفاعلة لتتحول إلى نواتج، كما هو موضح في الشكل (35). وتجدر الإشارة، في هذا السياق، إلى ظهور جسيمات في خلال التفاعل لا تكون من المواد المتفاعلة ولا الناتجة، وهي تتكوّن لحظيًا عند قمة حاجز طاقة التنشيط. وتُعرف هذه الجسيمات بالمركب المنشط، وهو ترتيب الذرات عند قمة حاجز طاقة التنشيط. وتبلغ فترة عمر المركب المنشط حوالي 10^{-13} s. ويكون هذا المركب غير مستقرّ بدرجة كبيرة جدًا، لأنه ما إن يتكوّن حتى يتفكك مرة أخرى ليعطي المواد المتفاعلة، أو يستمرّ ليكوّن النواتج إذا توفّرت طاقة كافية وتوجّه صحيح للذرات. لذلك يُسمّى المركب المنشط أحيانًا بالحالة الانتقالية.



شكل (35)

يجب أن تتخطى المواد المتفاعلة قمة حاجز طاقة التنشيط قبل أن تتحوّل إلى مواد ناتجة. والمركب المنشط هو ترتيب مؤقت للجسيمات التي لها طاقة كافية لكي تُكوّن مواد متفاعلة أو مواد ناتجة.

تُفسّر نظرية التصادم أنّ بعض التفاعلات الطبيعية تحدث ببطء شديد، ويتعذّر 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 فعّالة ونشطة بدرجة كافية لكسر روابط $C-C$ و $O-O$. لذلك، سرعة تفاعل الكربون مع الأكسجين عند درجة حرارة الغرفة تساوي صفرًا.

3. العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي

Factors Affecting Reaction Rate

لا تحدث التفاعلات الكيميائية كلها بالسرعة نفسها. فيكون بعض التفاعلات، عند الظروف نفسها، سريعاً بطبيعته، في حين يكون بعضها الآخر بطيئاً. وعلى الرغم من أنّ لكلّ تفاعل كيميائي سرعة خاصّة به، إلّا أنّه يمكن تغيير سرعة أيّ تفاعل كيميائي تقريباً بتغيير ظروف التفاعل. وتساعد نظرية التصادم على تفسير سبب حدوث التغيرات التي تحدث في سرعات التفاعلات، وارتباطها بدرجة الحرارة، التركيز وحجم الجسيمات.

Temperature

1.3 درجة الحرارة

يؤدي ارتفاع درجة الحرارة في معظم التفاعلات تقريباً 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 لتفاعل 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 ذرات المتفاعلات (الكربون والأكسجين) بطاقة أعلى وتواتر تصادمي أكبر يكونان كافيين لتكوين المادة الناتجة (ثاني أكسيد الكربون).

تمدّ الحرارة المُطلقة بواسطة التفاعل كلاً من الكربون والأكسجين بطاقة كافية ليتخطّى حاجز طاقة التنشيط وينتجاً ثاني أكسيد الكربون، من دون الحاجة إلى لهب خارجي أو مصدر طاقة خارجي. لذلك، يستمرّ التفاعل بعد إزالة اللهب.

Concentration

2.3 التركيز

عدد الجسيمات المتفاعلة في حجم معيّن يُؤثر أيضاً في سرعة التفاعلات. فزيادة عدد الجسيمات في حجم محدّد يزيد كلاً من تركيز المتفاعلات وعدد التصادمات، لذلك تزيد سرعة التفاعل. ويوضح الشكل (36) هذا التأثير، حيث توهّج 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 المعبّاة 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)

Particles Size

3.3 حجم الجسيمات

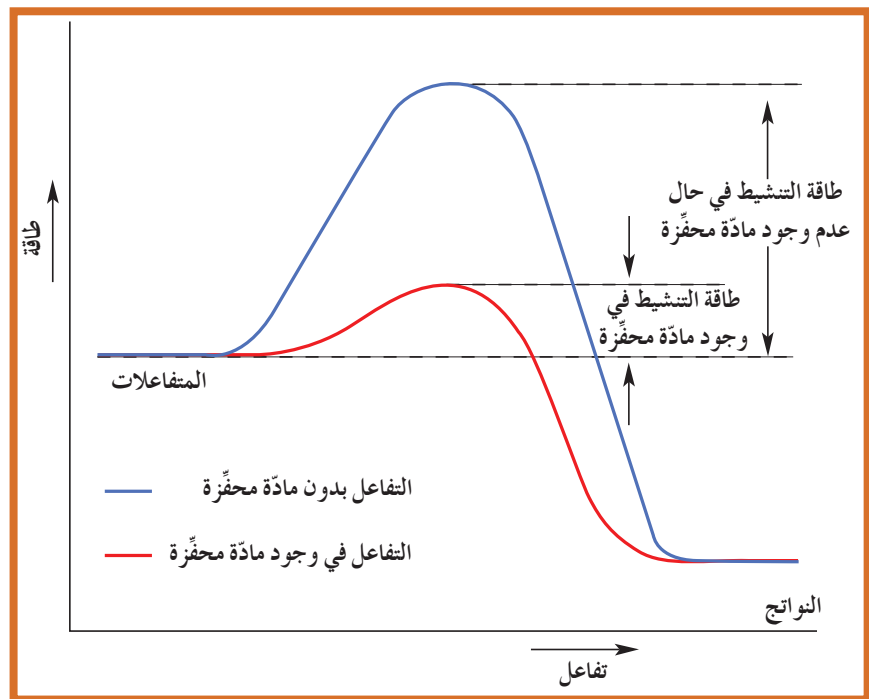
كلما صغر حجم الجسيمات زادت مساحة السطح لكتلة معينة من الجسيمات (أي مساحة السطح الإجمالي للمادة المتفاعلة الصلبة أو السائلة) ولذلك تأثير هام في سرعة التفاعل. فزيادة مساحة السطح تؤدي إلى زيادة كمية المادة المتفاعلة المعرضة للتفاعل ما يؤدي بدوره إلى زيادة معدل التصادمات، وبالتالي إلى زيادة سرعة التفاعل.

إحدى طرق زيادة مساحة سطح المتفاعلات الصلبة هي إذابتها حيث تنفصل الجسيمات عن بعضها البعض، وتزيد إمكانية تفاعلها مع مواد متفاعلة أخرى. كما يمكن طحن المادة الصلبة وتحويلها إلى مسحوق ناعم. يدرك عمال المناجم، في الواقع، أن كتل الفحم الكبيرة قد لا تشكل خطراً بقدر غبار الفحم المعلق والمتناثر في الهواء لأنه نشط للغاية وقابل للانفجار.

Catalysts

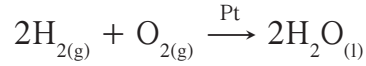
4.3 المواد المحفزة

ليست زيادة درجة الحرارة الطريقة الفضلى لزيادة سرعة التفاعل على الدوام، فغالباً ما يكون استخدام مادة محفزة أفضل. والمادة المحفزة Catalyst هي مادة تزيد سرعة التفاعل من دون استهلاكها، إذ يمكن بعد توقف التفاعل استعادتها من المزيج المتفاعل من دون أن تتعرض لتغير كيميائي. وتساهم المواد المحفزة في التفاعلات عن طريق إيجاد آلية بديلة ذات طاقة تنشيط أقل من الطاقة المطلوبة عادة للتفاعل. يُوضح الشكل (37) دور المواد المحفزة في خفض حاجز طاقة التنشيط، حيث أنه يكون أكثر انخفاضاً في حالة التفاعل المحفز بالمقارنة مع التفاعل غير المحفز (يعني ذلك زيادة كمية النواتج في فترة زمنية معينة).



شكل (37)
تزيد المادة المحفزة سرعة التفاعل بخفض حاجز طاقة التنشيط.

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



ولأنّ المادة المحفزة لا تُستهلك أثناء التفاعل، فهي لا تظهر كإحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في المعادلة الكيميائية. عوضاً عن ذلك، تتمّ الدلالة على وجودها عن طريق كتابة اسمها أو صيغتها فوق السهم الذي يشير إلى النواتج .

وتُعتبر 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 تعرّض الإنسان إلى خطر . وتقلّ التفاعلات التي تملك سرعة كافية عند هذه الحرارة من دون محفّزات . من هنا تظهر أهمية الأنزيمات وهي المواد المحفزة الحيوية التي تزيد سرعات التفاعلات البيولوجية، كهضم البروتينات مثلاً .

لا يقتصر التحكم بسرعة التفاعل على زيادتها إذ يمكن إضافة ما يسمّى مادة مانعة للتفاعل Inhibitor تعارض تأثير المادة المحفزة مضعفة تأثيرها ما يؤدي إلى ببطء 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 أنّ لديك شريحة رقيقة من الخارصين تحتوي على 0.2 mol من الفلزّ، وقد تحوّلت بالكامل في الهواء إلى أكسيد الخارصين (ZnO) في خلال شهر واحد . كيف يمكنك أن تُعبّر عن سرعة تفاعل تحوّل الخارصين إلى أكسيد الخارصين؟
5. يظلّ الطعام الذي يُحفظ في الثلاجة طازجاً لمدة زمنية طويلة، في حين أنّه يفسد بسرعة إذا تُرك عند درجة حرارة الغرفة . ما سبب ذلك؟

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 مهدّدة 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 بكميّات 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 التحكم في درجة الحرارة والضغط. كيف يؤثر تغيير ظروف التفاعل في كمّية المواد الناتجة من تفاعل كيميائي ما؟

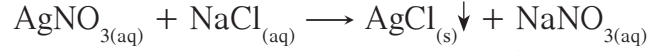
1. التفاعلات غير العكوسة والتفاعلات العكوسة

Irreversible and Reversible Reactions

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

1.1 التفاعلات غير العكوسة Irreversible Reactions

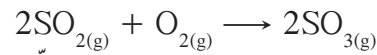
إذا أُضيف محلول نترات الفضة AgNO_3 إلى محلول كلوريد الصوديوم NaCl ، بحيث يحتوي كلّ منهما على عدد المولات نفسه، يحدث بينهما تفاعل تامّ ويتكوّن راسب أبيض من كلوريد الفضة AgCl ، ويبقى نترات الصوديوم NaNO_3 على شكل أيونات في المحلول.



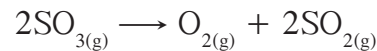
وإذا تُرك الراسب المتكوّن من AgCl مع محلول NaNO_3 ، لن نلاحظ حدوث تفاعل كيميائي بينهما، أي أنّ الموادّ الناتجة من التفاعل السابق لا تتفاعل بعضها مع بعض لتكوين الموادّ المتفاعلة ومن ثمّ لا ينعكس التفاعل. تُسمّى مثل هذه التفاعلات التفاعلات غير العكوسة **Irreversible Reactions** وهي تفاعلات تحدث في اتجاه واحد حتى تكتمل بحيث لا تستطيع الموادّ الناتجة من التفاعل أن تتحد بعضها مع بعض لتكوين الموادّ المتفاعلة مرة أخرى.

2.1 التفاعلات العكوسة Reversible Reactions

قد تستنتج من المناقشات أنّ التفاعلات الكيميائية تتمّ بالكامل وتسير في اتجاه واحد بدءاً من الموادّ المتفاعلة وانتهاءً بالموادّ 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 موضح في المعادلة التالية:



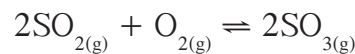
ومن ناحية أخرى، عند درجة الحرارة نفسها، يتفكّك غاز ثالث أكسيد الكبريت لينتج غاز ثاني أكسيد الكبريت والأكسجين كما في المعادلة التالية:



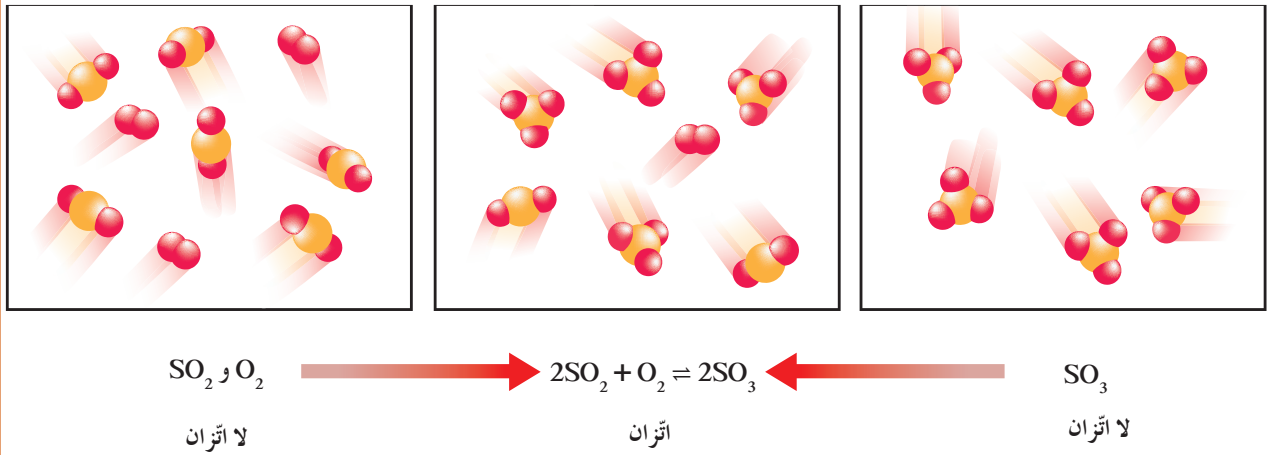
هذا يعني أنّه عند درجة الحرارة نفسها، يحدث تفاعلان أحدهما في اتجاه تكوين ثالث أكسيد الكبريت والآخر في اتجاه تكوين الأكسجين وثاني أكسيد الكبريت (شكل 39). ويمكن التعبير عن التفاعلين بمعادلة واحدة

مع وجود سهمين أحدهما يدلّ على التفاعل الطردي **Forward Reaction**

والآخر يدلّ على التفاعل العكسي **Backward Reaction**



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



شكل (39)

تفاعل جزيئات SO_2 و O_2 لتكوين SO_3 .
 تتفكك جزيئات SO_3 لتعطي SO_2 و O_2 .
 تتواجد الأنواع الثلاثة من الجزيئات عند الاتزان.

بسبب عدم وجود ثالث أكسيد الكبريت لدى بدء التفاعل بين غاز ثاني أكسيد الكبريت وغاز الأكسجين، يكون معدل التفاعل العكسي صفرًا، ويبدأ التفاعل الطردي في تكوين الناتج، أي ثالث أكسيد الكبريت. وكلما ازداد تركيز ثالث أكسيد الكبريت، تفككت كمية صغيرة منه ببطء، وأعيد تكوين ثاني أكسيد الكبريت والأكسجين عن طريق التفاعل العكسي. ومع تزايد تركيز ثالث أكسيد الكبريت، تزداد سرعة التفاعل العكسي، ونظرًا لنقص الكميات المتفاعلة من غاز ثاني أكسيد الكبريت وغاز الأكسجين، تقل سرعة التفاعل الطردي.

يمكن أن نستنتج من المثال السابق تعريفًا للتفاعلات العكوسة. التفاعلات العكوسة Reversible Reactions هي تفاعلات لا تستمر في اتجاه واحد حتى تكتمل، بحيث لا تُستهلك المواد المتفاعلة تمامًا 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

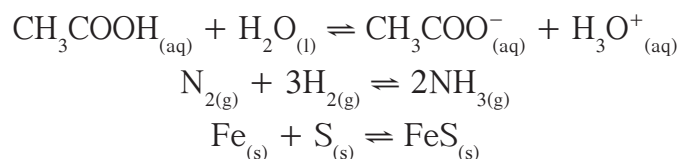
Homogeneous and Heterogeneous Reversible Reactions

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

(أ) تفاعلات عكوسة متجانسة

Homogeneous Reversible Reactions

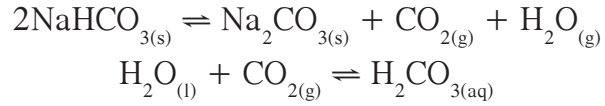
في التفاعلات العكوسة المتجانسة Homogeneous Reversible Reactions، تكون جميع المواد المتفاعلة والناتجة من التفاعل في حالة واحدة من حالات المادة. أمثلة على ذلك:



Heterogeneous Reversible Reactions

في التفاعلات العكسية غير المتجانسة

Heterogeneous Reversible Reactions ، تكون المواد المتفاعلة والنتيجة من التفاعل في أكثر من حالة فيزيائية من حالات المادة. أمثلة على ذلك:



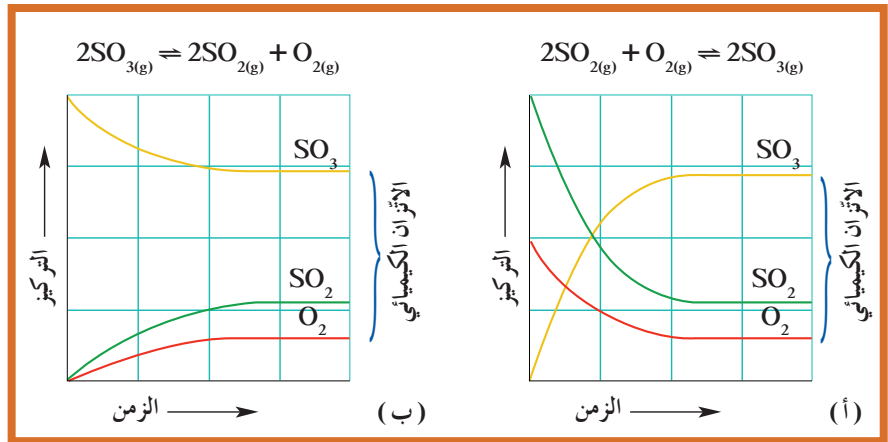
4.1 الاتزان الكيميائي الديناميكي

Chemical Dynamic Equilibrium

تصل التفاعلات العكوسة ، بعد مرور فترة من الزمن ، إلى حالة الاتزان الكيميائي الديناميكي Chemical Dynamic Equilibrium ، وهي حالة النظام التي فيها تثبت 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 سُميت 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) تغيّر تركيزات المواد المتفاعلة في خلال التفاعل ، والتي تصل إلى قيمة ثابتة بعد فترة من الزمن . تدلّ هذه القيمة على أكثر كمية يمكن أن تنتج من هذا التفاعل عند ظروف معينة . ولا يعني ثبات قيمة التركيزات أنّ التفاعل توقف ، فالأتران الكيميائي هو أتران ديناميكي ، أي أنّ التفاعل العكسي والتفاعل الطردي يستمرّان بمعدّل السرعة نفسه .



شكل (40)

توضّح هذه المنحنيات البيانية تغيّر تركيزات كلّ من SO_2 ، O_2 و SO_3 مع مرور الوقت .
(أ) في بداية التفاعل ، يكون تركيز SO_2 ضعيفاً ، تركيز O_2 مع غياب غاز SO_3 . وعند الاتزان ، يتكوّن خليط من الغازات الثلاثة مجتمعة .
(ب) لا يظهر في البداية سوى غاز SO_3 . وعند الاتزان ، نجد أنّ تركيزات O_2 ، SO_2 و SO_3 هي نفسها الموضّحة في الرسم البياني (أ) في حالة الاتزان .

وعلى الرغم من تساوي معدّل سرعة كلّ من التفاعل الطردي والعكسي عند الاتزان ، إلّا أنّ تركيز كلّ من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة على



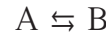
شكل (41)

إذا كان المعدل الذي ينتقل به المتسوقون من الطابق الأول إلى الطابق الثاني مساوياً للمعدل الذي ينتقلون 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.

جانب 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 المبنى.

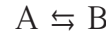
5.1 موضع الاتزان Equilibrium Position

موضع الاتزان Equilibrium Position لتفاعل ما يتكوّن من التركيزات النسبية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند الاتزان. وهو يُوضّح أيّاً 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 و 99% من B)، يُقال عندئذٍ إنّ تكوين الناتج B مفضلاً وفقاً لما توضحه المعادلة التالية:



99% 1%

ومن ناحية أخرى، إذا احتوى الخليط على 99% من A و 1% من B عند الاتزان، يكون عندئذٍ تكوين A هو المفضل:

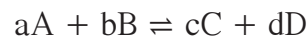


1% 99%

تعتبر معظم التفاعلات هي تفاعلات عكوسة إلى حدّ ما في ظلّ الظروف الصحيحة. فمن الناحية العملية، غالباً ما تكون مجموعة واحدة من المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة مفضّلة إلى حدّ كبير عند الاتزان. وإذا تحوّلت مجموعة واحدة من المواد المتفاعلة بالكامل إلى موادّ ناتجة، يمكنك القول إنّ هذا التفاعل تامّ واكتمل حتّى نهايته، كما يمكن القول إنّ تفاعل غير عكوسي. تُسرّع المادة المحفّزة التفاعل الطردي والتفاعل العكسي بدرجة متساوية لأنّ التفاعل العكسي هو التفاعل المضادّ تماماً للتفاعل الطردي. لذلك، تقلّل المادة المحفّزة من الطاقة اللازمة للتفاعل بالكميّة نفسها في كلّ من الاتجاهين الطردي والعكسي، من دون التأثير في كمّيّة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة الموجودة عند الاتزان، أي أنّها ببساطة تقلّل الفترة الزمنية للوصول إلى الاتزان.

6.1 ثابت الاتزان Equilibrium Constant

يُعبّر الكيميائيون عن موضع الاتزان، بصفة عامة، بقيم عددية تربط بين تركيزات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في حالة اتزان النظام. إذا اعتبرنا أنّ 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)، يُمثّل هذا التفاعل عند الاتزان بالمعادلة الافتراضية التالية:



ثابت الاتزان (Equilibrium Constant) (K_{eq}) هو النسبة بين حاصل ضرب تركيز المواد الناتجة من التفاعل (النواتج) إلى حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة (المتفاعلات)، كلٌّ مرفوع لأُس 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 تتغير بتغيرها. تمدنا معرفة قيم ثوابت الاتزان بمعلومات كيميائية مفيدة، فهي تحدّد أياً من التفاعلات الطردية أو العكسية سيكون مفضلاً عند الاتزان، أو بمعنى آخر، تحدّد أي مواد ستكون أكثر تواجداً عند الاتزان، المواد الناتجة أم المواد المتفاعلة. ونظراً لأن ثابت الاتزان يُكتب دائماً كنسبة المواد الناتجة إلى المواد المتفاعلة، عندما تكون قيمة K_{eq} أكبر من واحد يعني ذلك أن المواد الناتجة أكثر تواجداً من المواد المتفاعلة أي أن يُزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الناتجة (الطردي). والعكس صحيح، إذا كانت قيمة K_{eq} أصغر من واحد، يعني ذلك أن المواد المتفاعلة أكثر تواجداً من المواد الناتجة، أي أن يُزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة (العكسي). يمكن التعبير عن ذلك بصورة مختصرة كالتالي:

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

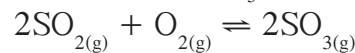
كتابة تعبير ثابت الاتزان (K_{eq})

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



وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

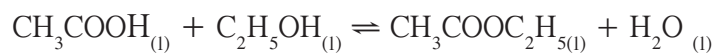
$$K_{eq} = \frac{[PCl_3] \times [Cl_2]}{[PCl_5]}$$



وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \times [O_2]}$$

مثال آخر على ذلك:



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

ثانيًا: في حالة الأنظمة غير المتجانسة

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



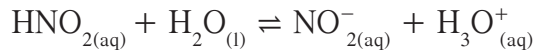
وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = [\text{H}_2\text{O}] \times [\text{CO}_2]$$



وعلى ذلك يمكن التعبير عن ثابت الاتزان بالمعادلة الرياضية التالية:

$$K_{eq} = [\text{CO}_2]$$



$$K_{eq} = \frac{[\text{NO}_2^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

مثال (1)

يتواجد كل من رابع أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O_4) عديم اللون مع ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) بني اللون في حالة اتزان: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$. يحتوي دورق محكم الإغلاق سعته 1 L على خليط من غازي N_2O_4 و NO_2 . يتكوّن هذا الخليط عند الاتزان من N_2O_4 0.0045 mol و NO_2 0.03 mol عند درجة حرارة 10°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	غير المعلوم:
$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.0045 \text{ mol/L}$	القيمة العددية لـ (K_{eq}) = ؟
$[\text{NO}_2] = 0.03 \text{ mol/L}$	
$K_{eq} = \frac{[\text{C}]^c \times [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a \times [\text{B}]^b}$	

2. احسب: حلّ غير المعلوم

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

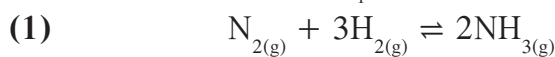
$$K_{eq} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0.03^2}{0.0045} = 0.2$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

أُرفق كل تركيز بالأسّ ذي القوّة الصحيحة وقُرّبت قيمة ثابت الاتزان العددية إلى قيمة رقمية عشرية. ولوحظ أنّ موضع الاتزان أزيح باتجاه تكوين N_2O_4 حيث أنّ قيمة $K_{eq} < 1$.

أسئلة تطبيقية وحلها

1. 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:



الحل: $K_{eq} = 11.85$

2. افترض أنك تستعمل الخليط نفسه المذكور في السؤال السابق بالحجم ودرجة الحرارة وتركيزات المواد نفسها عند الاتزان.

(أ) أحسب ثابت الاتزان K_{eq} للتفاعل:



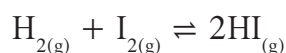
الحل: 0.084 أو 8.4×10^{-2}

(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 °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. **حل:** اذكر المعلوم وغير المعلوم.

غير المعلوم

المعلوم قبل الاتزان

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

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

$$[HI] = 1.56 \text{ mol/L}$$

القيمة العددية لـ $K_{eq} = ?$

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

2. **احسب:** حل غير المعلوم.

توضّح المعادلة الموزونة أنّ لتكوين 2 mol من يوديد الهيدروجين يلزم 1 mol من الهيدروجين و 1 mol من اليود. ويلزم للحصول على 1.56 mol من يوديد الهيدروجين $1.56 \times \frac{1}{2}$ mol من كلّ من المواد المتفاعلة، أي 0.78 mol من الهيدروجين و 0.78 mol يود. أحسب أوّلًا الكمية الباقية من كلّ 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 والناجمة في العلاقة السابقة .

$$K_{eq} = \frac{(1.56)^2}{0.22 \times 0.22} = 50.3$$

3. قِيم: هل النتيجة لها معنى؟

رُفِعَ كُلُّ تركيز إلى الأسّ ذي القوة الصحيحة وقُرِّبَت قيمة ثابت الاتزان إلى قيمة رقمية عشرية ولوحظ أنّ موضع الاتزان أزيح باتجاه تكوين المادّة الناتجة HI التي تفوق كمّيّتها كمّيّة المواد المتفاعلة نظرًا لأنّ $K_{eq} > 1$.

2. العوامل التي تؤثر في الاتزان الكيميائي: مبدأ لوشاتليه

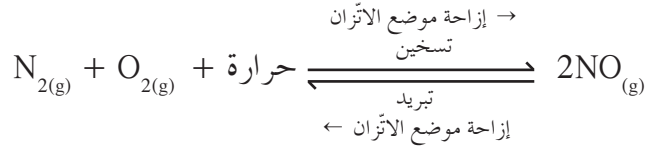
Factors Affecting Chemical Equilibrium:

Le Chatelier's Principle

يوجد توازن دقيق في النظام عند الاتزان ، وأيّ تغيير من أيّ نوع قد يسبّب اضطرابًا لهذا الاتزان . يستجيب النظام الذي يختلّ اتزانه بتعديل نفسه ليستعيد اتزانه ، إلّا أنّ موضع الاتزان يختلف عن موضعه الأصلي . عند استعادة الاتزان ، قد تشهد كمّيّة المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة زيادة أو نقصانًا ، ويُسمّى هذا الاختلاف الإزاحة في موضع الاتزان .

درس العالم الفرنسي هنري لوشاتليه (1850–1936) Henry Le Chatelier التغيّرات في موضع الاتزان التي تنتج من التغيّرات في ظروف التفاعل ، واقترح مبدأه الذي ينصّ على التالي: إذا حدث تغيير في أحد العوامل التي تُؤثّر في نظام متزن ديناميكيًا ، يُعدّل النظام نفسه إلى حالة اتزان جديدة ، بحيث يبطل أو يقلّل من تأثير هذا التغير . وقد سُمّي هذا المبدأ مبدأ لوشاتليه Le Chatelier's Principle . تشمل هذه العوامل التغيّرات في تركيز المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة ، والتغيّرات في درجة الحرارة والضغط .

يُطبّق مبدأ لوشاتليه على جميع التفاعلات العكوسة لذلك ، تُؤدّي المواد الناتجة من التفاعل الطرد في دور المواد المتفاعلة في التفاعل العكسي ، والعكس صحيح . وفي جميع الحالات ، تكون إزاحة موضع الاتزان تعويضًا عن الاختلال الذي سبّبه التغير في أيّ من العوامل .

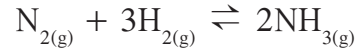


وفي التفاعل الماص للحرارة، يمكن اعتبار الحرارة إحدى المواد المتفاعلة مثل N_2 . عند تسخين خليط التفاعل، يُزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد الناتجة وعند تبريد خليط التفاعل، يُزاح موضع الاتزان في اتجاه تكوين المواد المتفاعلة.

Pressure

3.2 الضغط

يقتصر تأثير التغير في الضغط على موضع الاتزان الكيميائي للتفاعلات الكيميائية التي لا يتساوى فيها عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة على كل من جانبي المعادلة، على أن 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 اتزان وفي وجود مادة محفّزة، يميل التفاعل إلى تخفيف الضغط الزائد عليه، وذلك بتقليل عدد جزيئات الغاز في وسط التفاعل، من خلال تكوين جزيئات من الغاز الناتج.

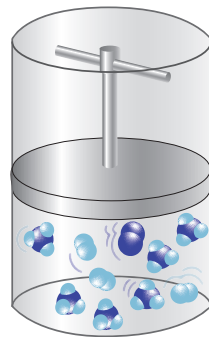


هذا يعني أن موضع الاتزان يُزاح باتجاه تكوين كمية أكبر من الأمونيا (اتجاه تكوين المواد الناتجة). وبذلك يتواجد عدد أقل من الجزيئات في النظام ويقلّ الضغط، ورغم استحالة أن يقلّ بأيّ طريقة، ليصل إلى قيمة الضغط الأصلي. ويوضّح الشكل (42) أن زيادة الضغط على النظام تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان في الاتجاه الذي يفضل تكوين المواد الناتجة. ماذا سيحدث لموضع الاتزان إذا استعاد الضغط قيمته الأصلية؟

شكل (42)

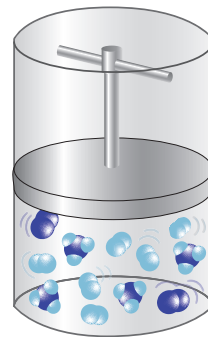
يؤثر الضغط في خليط النيتروجين والهيدروجين والأمونيا الذي كان في حالة اتزان (أ) واختلّ (ب) بزيادة الضغط ثم استعاد اتزانه (ج) وفق ظروف اتزان جديدة تفاعل فيها مزيد من الهيدروجين والنيتروجين لتكوين الأمونيا.

جزيء أمونيا 
جزيء هيدروجين 
جزيء نيتروجين 



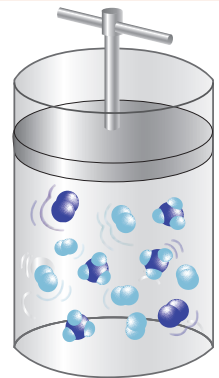
(ج)

ظروف اتزان جديدة بزيادة ضغط الجزيئات



(ب)

اختلال الاتزان بزيادة الضغط



(i)

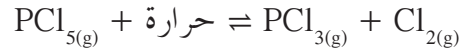
النظام في حالة اتزان

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 . يسبب 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 يتفكك جزيئي الأمونيا ليكونا 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 تتغير قيمته بتغير درجة الحرارة وذلك حسب نوع التفاعل أكان ماصاً أم طارداً للحرارة ، بينما لا تتغير قيمة K_{eq} بتغير 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 تكوّن .

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّ: ضع خطة استراتيجية لحلّ السؤال .

تأثير كلّ من العوامل في موضع الاتزان غير معلوم وتبعاً لمبدأ لوشاتليه يعدّل النظام نفسه بحيث يُزاح موضع الاتزان باتجاه تقليل تأثير الاختلال .

2. حلّ: طبق الخطة الإستراتيجية لحلّ السؤال

(أ) تؤدي إضافة Cl_2 وهو إحدى المواد الناتجة إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليسار وينتج من ذلك تكوّن كمية أكبر من PCl_5 .

(ب) توضّح 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 .

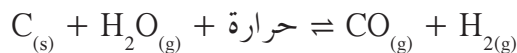
(د) تؤدي إزالة PCl_3 إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليمين لتكوين كمية أكبر منه .

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

ينطبق مبدأ لوشاتليه 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:



(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 توقع تغيرات موضع الاتزان بناءً على معرفة التغيرات

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 تتغير كمّيات المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عند وصول

التفاعل إلى حالة الاتزان؟

5. هل يؤدي التغير في الضغط إلى إزاحة موضع الاتزان في كلّ تفاعل

عكسي؟ فسّر إجابتك.

6. هذه ثوابت الاتزان لعدّة تفاعلات، أيّ من هذه التفاعلات كان

تكوّن المواد المتفاعلة المفضّل فيها مقارنة بتكوّن المواد الناتجة؟

ولماذا؟

$$K_{eq} = 0.3 \text{ (ب)} \quad K_{eq} = 1 \times 10^2 \text{ (أ)}$$

$$K_{eq} = 6 \times 10^{-4} \text{ (د)} \quad K_{eq} = 3.5 \text{ (ج)}$$

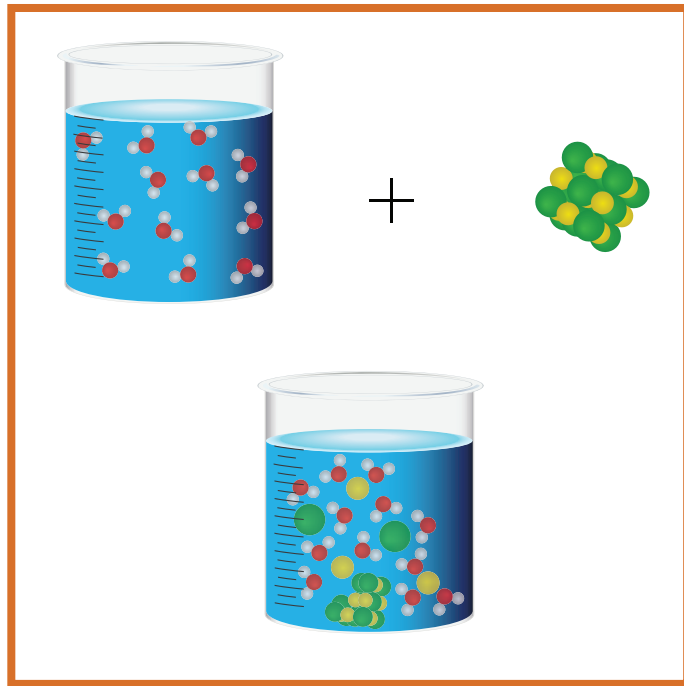
دروس الفصل

الدرس الأول

• تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما

لقد دفعتنا دراسة المراحل التي تمرّ بها التفاعلات لتكوين نواتج ومعرفة احتمال أن يكون التفاعل طارداً أو ماصّاً للحرارة إلى نبذ الاعتقاد بأنّ تحديد تفاعل ما من خلال الدلائل كافٍ لفهم خواصّه . فمعرفة التغيّرات في الطاقة هي في الحقيقة أحد العوامل التي يُستعان بها، إلى جانب التغيّر 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 $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ و $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$. تعود سهولة هذه العملية إلى توجّه عملية الإذابة نحو نظام أكثر فوضوية وهي حالة تفضيلية في التغيّرات الكيميائية والفيزيائية وسيُشار إليها بالإنتروبي .



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) وكأنّها مفتعلة ولكنها تحدث في الواقع بواسطة احتراق تلقائي. تتولّد حرارة داخل أكوام الأقمشة الملوّثة بالزيت أو حزم الحطب التي لم تجفّ تمامًا، وإذا لم تسمح ظروف تخزين تلك المواد للحرارة المتولّدة في داخلها بالتسرّب إلى الخارج يمكن أن تكون سببًا 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:

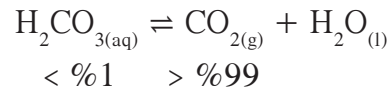


هذه المعادلة التي تمثّل التفاعل العكسي للاحتراق هي معادلة رمزية موزونة ولكن التجربة توضّح لنا أنّ التفاعل الذي يمكن تمثيله بمعادلة موزونة لا يحدث عمليًا بالضرورة، فالكربون والأكسجين يحترقان لتكوين ثاني أكسيد الكربون، ولكن لا يحدث التفاعل العكسي.

لذلك تنقسم المعادلات الكيميائية الموزونة في الحقيقة إلى مجموعتين: التفاعلات التلقائية والتفاعلات غير التلقائية .

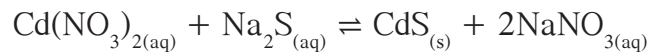
التفاعلات التلقائية Spontaneous Reactions هي تفاعلات تحدث في الطبيعة وتُفضّل تكوين نواتج عند ظروف معيّنة ، أي أنّها التفاعلات التي تعطي كمّيات كبيرة من الموادّ الناتجة عند الاتّزان .

بالمقابل ، التفاعلات غير التلقائية **Non – Spontaneous Reactions** هي التفاعلات التي لا تُفضّل تكوين موادّ ناتجة عند ظروف معينة أي لا تعطي كمّية كبيرة من الموادّ الناتجة عند الاتّزان ومثال على ذلك التفاعل العكسي لتفكّك حمض الكربونيك في الماء .



يُعتبر حمض الكربونيك المادّة المتفاعلة في التفاعل الطردى وإذا وضعت حمض كربونيك نقي في الماء وتركت النظام يصل إلى حالة اتّزان فستجد أن أكثر من 99% من المادّة المتفاعلة تحوّل إلى المادتين الناتجتين وهما ثاني أكسيد الكربون والماء . وهكذا يكون التفاعل الطردى 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 الاتّزان . 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 مفضّلاً عند الاتّزان ولكنّه بطيء للغاية عند درجة حرارة الغرفة إلى حدّ أنّه يستغرق آلاف السنين ، لبلوغ حالة الاتّزان . وعندما تمدّد هذا التفاعل بطاقة على شكل حرارة يصبح سريعاً ويستمرّ حتى نفاد كمّية السكر .

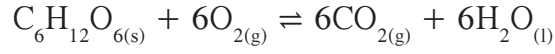


شكل (44)
تكوّن راسب أصفر من كبريتيد الكاديوم



شكل (45)
استعراضات الألعاب النارية الموضّحة في الشكل هي نتيجة تفاعلات تلقائية تتم بسرعة فائقة .

وقد تكون بعض التفاعلات غير تلقائية عند ظروف معينة 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 تتوقع أن تقتصر التغيرات الكيميائية والفيزيائية التلقائية على التفاعلات الطاردة للحرارة ولكن ذلك غير صحيح فبعض التغيرات الماصة للحرارة تلقائية أيضاً. مثال على ذلك عملية إنصهار الثلج الفيزيائية وتحوله إلى ماء فأتثناء 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 كمية حرارة تفوق تلك الموجودة في الثلج نفسه وهذا ما يعارض قانون العمليات التلقائية الذي ينصّ على أنّ اتجاه التغير في الطاقة يكون من الطاقة الأعلى إلى الطاقة الأدنى. رغم ذلك تتم عملية انصهار الثلج تلقائياً وبالتالي هناك عوامل أخرى إلى جانب التغير الحراري تساعد في تحديد ما إذا كان التغير الكيميائي أو الفيزيائي تلقائياً أو غير تلقائي.

يرتبط أحد العوامل الأخرى بالتنظيم ولديك على الأرجح معلومات من الحقائق اليومية عن العمليات المنظمة والعمليات العشوائية غير المنظمة. فعلى سبيل المثال إذا وضعت في كفّ اليد عدداً من الكرات الصغيرة ستترتب وفق حالة منظمة وهي الاجتماع في مكان واحد، وأما إذا ألقيتها على الأرض فستبعثر بطريقة عشوائية بلا أيّ ترتيب منظم ويُقال في هذه الحالة إنّ الكرات في حالة غير منتظمة وعشوائية.

الإنتروبي Entropy هو مقياس كمي لدرجة الفوضى لنظام ما، ويُرمز إليه بالرمز S ووحدته J/K. وكلما زادت الفوضى زاد الإنتروبي بالتالي يفوق الإنتروبي للكرات المبعثرة قيمته في حالة الكرات المجمعة في كفّ اليد. النزعة الطبيعية للأنظمة الفيزيائية والكيميائية أو اتجاهها هو بلوغ أقصى فوضى

ممكنة يفسرها 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 ومنظمة في بداية الأسبوع وإذا لم تواظب بانتظام

على تنظيفها فربما تصبح غير مرتبة. هل تبدو الصورة في الشكل (46)

مألوفة؟



شكل (46)

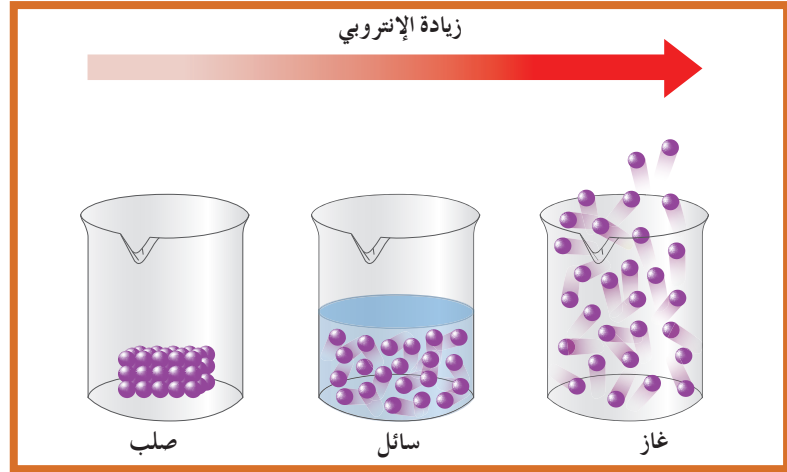
تكون قيمة الإنتروبي منخفضة للغرفة المرتبة التي تم تنظيفها حديثاً، ولكنّ الغرفة تصبح غير مرتبة وغير منظمة مع مرور الوقت فتتميل قيمة الإنتروبي إلى الارتفاع.

ويعمل قانون الفوضى أيضاً على مستوى الذرات والجزيئات فيمكن تطبيق المبدأ نفسه على المستوى الذري والجزيئي.

Entropy Characteristics

1.2 خواص الإنتروبي

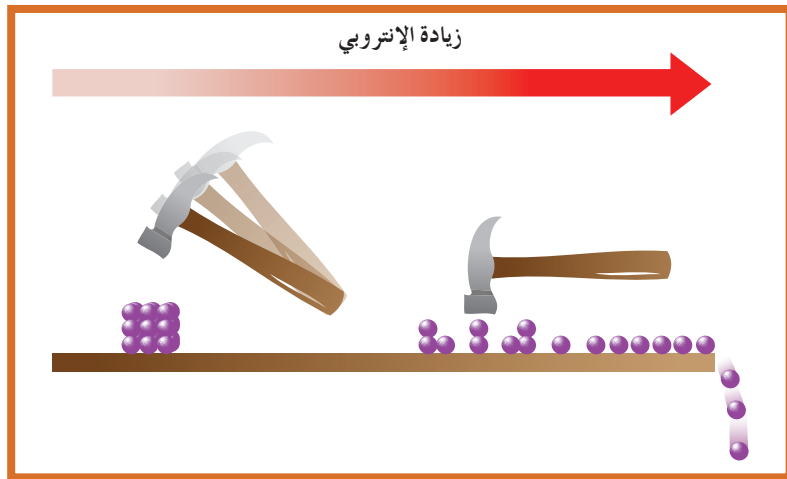
لقياس الإنتروبي (عشوائية النظام) نلاحظ النقاط التالية:
 (أ) الإنتروبي للمادة في الحالة الغازية أكبر منه في الحالة السائلة أو الصلبة. ووفقاً للمبدأ عينه، يرتفع الإنتروبي في التفاعلات التي تتضمن تكوين مواد غازية ناتجة من تفاعل مواد متفاعلة صلبة وسائلة على حدّ سواء (شكل 47).



شكل (47)

تغيّر الإنتروبي بتغيّر الحالة الفيزيائية

(ب) يرتفع الإنتروبي عند تفتيت المادة إلى أجزاء (شكل 48). يرتفع، على سبيل المثال، عندما يذوب مركّب أيوني متبلور 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؟

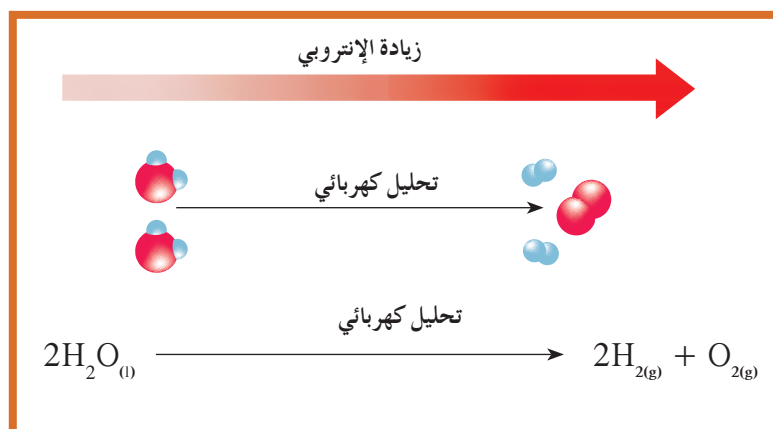


شكل (48)

تغيّر الإنتروبي عند تفتيت المادة

(ج) يميل الإنتروبي إلى الزيادة في التفاعلات الكيميائية التي يكون فيها العدد الإجمالي للجزيئات الناتجة أكبر من العدد الإجمالي لعدد جزيئات المواد المتفاعلة.

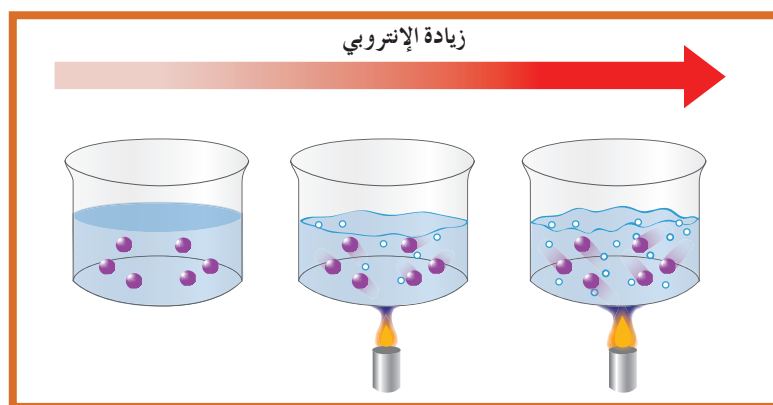
فمثلاً عند تحليل جزيئين من الماء كهربائياً ينتج جزيئين من الهيدروجين وجزيء أكسجين (شكل 49).



شكل (49)

تغير الإنتروبي بتغير عدد الجزيئات

(د) يميل الإنتروبي إلى الارتفاع عند زيادة درجة الحرارة. كلما زادت درجة الحرارة تتحرك الجزيئات أسرع فأسرع ما يؤدي إلى زيادة الفوضى والعشوائية في ترتيب الجزيئات (شكل 50).

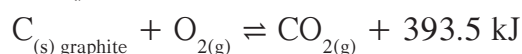


شكل (50)

تغير الإنتروبي بتغير الحرارة

3. الإنثالبي والإنتروبي Enthalpy and Entropy

يُحدّد مقدار التغيرات الحرارية (الإنثالبي) ΔH واتّجاهها وتغيرات 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 (تغير الإنثالبي والإنتروبي).



فقرة إثرائية

علاقة الكيمياء بالجيولوجيا

تآكل الصخور بفعل العوامل الجيوية 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. فجبال روكي الحديثة عالية وكثيرة التضاريس نسبياً على عكس جبال الأبالاشيان في شمال شرق الولايات المتحدة وذلك بسبب الفرق الزمني بين الجبلين الذي يبلغ 245 مليون سنة. ومن المفيد ربّما 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) تكوّنت 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 للمواد 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. ووفقاً للمبدأ عينه يكون التفاعل الماصّ للحرارة تلقائياً إذا عادل 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 ماصّة للحرارة. ويعوّض عندئذ امتصاص قدر كبير من الحرارة تغيّر الإنتروبي الذي يكون مفضلاً في هذه الحالة وتفق 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 (المواد الناتجة أكثر فوضى من المواد المتفاعلة) ΔS موجبة	يتناقص (تفاعل طارد للحرارة) ΔH سالبة
قد يكون التفاعل تلقائياً أو غير تلقائي ويعتمد ذلك على درجة حرارة التفاعل.	ينخفض (المواد الناتجة أقلّ فوضى من المواد 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

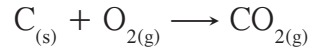
جدول (3)

تأثير الإنتالبي والإنتروبي في تلقائية التفاعل

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:

$$\Delta S^\circ = +3.1 \text{ kJ}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \text{ و } \Delta H^\circ = -393 \text{ kJ/mol}$$



مراجعة الوحدة الثانية

المفاهيم

Entropy	إنتروبي	Chemical Equilibrium	إتزان كيميائي
Forward Reaction	تفاعل طردي	Spontaneous Reaction	تفاعل تلقائي
Non-spontaneous Reaction	تفاعل غير تلقائي	Reversible Reaction	تفاعل عكسي
Equilibrium Constant	ثابت الاتزان K_{eq}	Irreversible Reaction	تفاعل غير عكسي
Activation Energy	طاقة التنشيط	Chemical Reaction Rate	سرعة التفاعل الكيميائي
Inhibitor	مادّة مانعة	Law of Disorder	قانون الفوضى
Le Chatelier's Principle	مبدأ لوشاتليه	Catalyst	مادّة محفّزة
Collision Theory	نظرية التصادم	Equilibrium Position	موضع الاتزان

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1 - 1) سرعة التفاعل

- في علم الكيمياء، يُعبّر عن سرعة التفاعل الكيميائي بكمية المواد المتفاعلة التي تُستهلك ويحدث لها تغيير في خلال وحدة من الزمن.
- توضّح نظرية التصادم أن لحدوث التفاعل، يجب أن تملك المواد المتصادمة طاقة حركية كافية.
- تُعتبر طاقة التنشيط بمثابة حاجز يجب أن تعبره المواد المتفاعلة كي يحدث التفاعل. وتكوّن نواتج وسطية أثناء التفاعل.
- يؤثر في سرعة التفاعل كلّ من درجة الحرارة، التركيز، حجم الجسيمات ووجود المواد المحفّزة أو عدمه.

(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 التغيير أو يبطله.
- ثابت الاتزان هو نسبة تركيز المواد الناتجة من التفاعل إلى تركيز المواد المتفاعلة ويساوي تركيز كلّ مادّة مرفوع لأسّ عدد مولات هذه المادّة في المعادلة الكيميائية الموزونة.
- في حالة $1 < K_{eq}$ تكون المواد الناتجة هو التفاعل المفضّل
- في حالة $1 > K_{eq}$ تكون المواد المتفاعلة هو التفاعل المفضّل

(2 - 1) تحديد إمكانية حدوث تفاعل ما

- التفاعلات التلقائية هي تفاعلات تحدث طبيعياً وتفضّل تكوين موادّ ناتجة عند ظروف معينة .
- التفاعلات غير التلقائية هي التفاعلات التي لا تفضّل تكوين موادّ ناتجة عند ظروف معينة .
- يفترض قانون الفوضى أن كلّ التفاعلات تسير في اتجاه زيادة الفوضى ، ويُعبّر عن هذه الفوضى بالإنتروبي ، فكلّما زادت الفوضى زاد الإنتروبي .
- يؤثر التغيّر في الإنتروبي والإنثالبي، 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. اشرح نظرية التصادم في التفاعلات .
2. عرّف 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. أيّ من العبارات التالية صحيح؟
(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 موادّ ناتجة .
(ج) الأنزيمات هي موادّ محفزة بيولوجية .
6. عرّف بأسلوبك التفاعلات العكسية .
7. وصل التفاعل العكسي إلى حالة الاتزان الديناميكي ، ماذا تستنتج من هذه العبارة؟
8. كيف تقارن بين سرعة كلّ من التفاعل الطردي والتفاعل العكسي عند حالة الاتزان الكيميائي؟
9. اذكر ما تعرفه عن مبدأ لوشاتليه . كيف يمكنك استخدامه لتفسير سبب فساد عبوات المشروبات الغازية عند تركها مفتوحة؟
10. اكتب العلاقة التي تعبّر عن ثابت الاتزان لتكوين الأمونيا من الهيدروجين والنيتروجين .

$$\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$$
11. اكتب العلاقة التي تعبّر ثابت الاتزان لكلّ من التفاعلات التالية:

$$4\text{H}_{2(g)} + \text{CS}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(g)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(g)} \quad (\text{أ})$$

$$\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \quad (\text{ب})$$

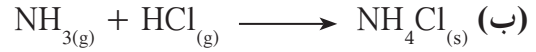
$$2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)} \quad (\text{ج})$$

$$\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)} \quad (\text{د})$$
12. علّق على تفضيل تكوين النواتج في كلّ من التفاعلات التالية:

$$\text{H}_{2(g)} + \text{F}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HF}_{(g)} ; K_{eq} = 1 \times 10^{13} \quad (\text{أ})$$

$$\text{SO}_{2(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{(g)} + \text{SO}_{3(g)} ; K_{eq} = 1 \times 10^2 \quad (\text{ب})$$
13. إذا كانت النواتج في عملية تلقائية أكثر انتظاماً من المواد المتفاعلة فهل تكون قيمة الإنتروبي موجبة أم سالبة؟
14. عرّف الإنتروبي .
15. أيّ 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 .

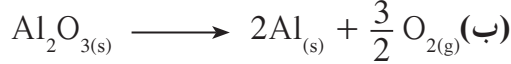
16. علق على تغيّر الإنتروبي في كلّ من التفاعلات التالية:



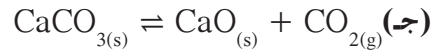
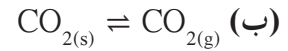
17. هل صحيح أن كلّ العمليات التلقائية طاردة للحرارة؟ فسّر هذا القول .

18. تكثّف بخار الماء إلى ماء سائل عند الضغط الجوي العادي على الرغم من أن تغيّر الإنتروبي غير موجب . اشرح العبارة السابقة .

19. هل تتوقع أن يرتفع الإنتروبي في كلّ من التفاعلات التالية:



20. ما هو تأثير نقص حجم النظام في موضع الاتزان في كلّ من التفاعلات التالية:



21. توقّع ماذا يحدث إذا أضيفت مادة محفّزة 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 المحفّزة في التصادم بين الجزيئات؟

اختبر مهارتك

1. اذكر العاملين اللذين يحدّدان معًا ما إذا كان التفاعل تلقائيًا أم لا .
2. في التفاعل $A + B \rightleftharpoons C$ ، تساوي طاقة التنشيط للتفاعل الطردي 5 kJ ويساوي تغيّر الطاقة الكلي 20 kJ - . احسب طاقة التنشيط للتفاعل العكسي .
3. قُسم صندوق كبير إلى قسمين بينهما باب وضعت فيه كمّيتان متساويتان من غازين مختلفين كما هو موضّح في الشكل (أ) . بدأت الجسيمات الغازية عند فتح الباب بين القسمين بالاختلاط في الحال كما هو موضّح في الشكل (ب) . لماذا من غير الوارد للصورة الموضّحة في الشكل (ب) أن تتطوّر وتحوّل إلى الصورة الموضّحة في الشكل (ج)؟



(ج)



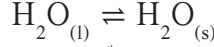
(ب)



(أ)

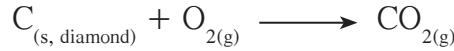
4. يحتوي خليط، عند الاتزان وعند درجة حرارة تساوي 827°C ، على 0.552 mol من CO_2 ، 0.552 mol من H_2 ، 0.448 mol من CO و 0.448 mol من H_2O . والمعادلة الموزونة للتفاعل الذي يجري بين هذه المتفاعلات هي: $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ احسب قيمة ثابت الاتزان K_{eq} ؟

5. يمكن تمثيل تجمّد الماء السائل عند 0°C بالمعادلة التالية:



اشرح لماذا يسبّب الضغط انصهار الثلج، علماً أنّ كثافة الماء في حالته السائلة تساوي 1 g/cm^3 و 0.92 g/cm^3 في حالته الصلبة.

6. التفاعل بين الألماس (الكربون) والأكسجين تفاعل تلقائي. ماذا يمكنك القول عن سرعة هذا التفاعل؟



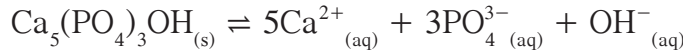
7. اختر إحدى الكلمات المعطاة لك لتكملة العلاقة الثانية على نمط العلاقة الأولى.

مادّة محفّزة: مادّة مانعة أشعة الشمس: _____

(1) السحب (3) الرياح

(2) عملية البناء الضوئي (4) الطاقة

8. يتسبّب ذوبان مينا الأسنان ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$) بتسوسّها. وهو يحدث وفق المعادلة التالية:



ينتج من تخمّر 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 ونتج 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.

فصول الوحدة

الفصل الأول

الأحماض والقواعد

أهداف الوحدة

- يتعرّف نظريات أرهينيوس وبرونستد - لوري ولويس للأحماض والقواعد.
- يعرّف الأحماض والقواعد ويسمّيها عند إعطاء الصيغة الخاصة بكلّ منهما.
- يصنّف المحاليل إلى محلول متعادل أو محلول حمضي أو محلول قاعدي.
- يحوّل تركيزات كاتيون الهيدرونيوم إلى قيم الأس الهيدروجيني وتركيزات أنيون الهيدروكسيد إلى قيم الأس الهيدروكسيدي.
- يحسب ثابت تأين الحمض (K_a) من التركيز وقياسات الأس الهيدروجيني.
- يرتّب قوى الأحماض والقواعد بحسب ثابت تأينها.

معالم الوحدة

اكتشف بنفسك: تأثير الأطعمة بصودا الخبيز

ارتباط الكيمياء بالكتب: الكيمياء تنقذ الكتب المفتّنة

علاقة الكيمياء بالحياة اليومية: كُنْ حذراً عند استعمال المبيض!

ارتباط الكيمياء بالصحة: تأكل الأسنان

الكيمياء في خدمة البيئة: المطر الحمضي



كانت المواد تُصنّف على أنّها موادّ حمضية أو قاعدية بحسب طعمها. فالموادّ التي تظهر حموضتها، كالليمون الحامض والخلّ مثلاً، هي حمضية، والموادّ التي تظهر مرارتها، كالثوم والكافيين، هي قاعدية. وكانت شدة المرارة أو الحموضة تحدّد قوّة الحمض أو القاعدة لتصنّف الأحماض ضمنياً 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 قوّتها، وفي توقُّع تفاعلاتها الكيميائية من دون اللجوء إلى تذوّقها، فالكثير من الأحماض والقواعد يجب عدم تذوّقها لا بل عدم لمسها أيضاً لخطورتها.

اكتشف بنفسك

تأثير الأطعمة بصودا الخبيز

لإجراء هذا النشاط يجب توفير ما يلي: صودا الخبيز (NaHCO_3)، طبق ورقي كبير، منديل ورقي، أنواع مختلفة من الفاكهة والخضار (مثل عيدان الكرفس، موز، عنب، طماطم، ليمون، تفاح، برتقال وجريب فروت).

1. قطع الفاكهة والخضار إلى قطع صغيرة في الطبق وتأكد من أنّ القطع متباعدة عن بعضها جيّداً. تأكد أيضاً من نظافة السكين بعد تقطيع كلّ نوع من الفاكهة أو الخضار على حدة.
2. انشر صودا الخبيز على كلّ قطعة من القطع السابقة.
3. ماذا تلاحظ؟ هل هناك أيّ علاقة بين ما لاحظته وأنواع الطعام التي تعرف بخبرتك الشخصية أنّ طعمها لاذع (أي أنّها حمضية)؟ بعد دراستك للأحماض والقواعد أعط تفسيراً لما لاحظته.

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 المركّبات الحمضية أو القاعدية في المأكولات، كالخلّ 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، كتسوّس الأسنان الناتج عن تكاثر الجراثيم التي تنتج أحماضاً تؤثر في ذوبانية مينا الأسنان. مثال آخر على الأحماض هي عملية هضم البروتينات الموجودة في اللحوم، والتي تبدأ في المعدة بعد أن تفرز مادة حمضية فيها. وتكثر الأمثلة على القواعد في حياتنا اليومية، ومنها القهوة التي تحتوي على مادة قاعدية تُسمّى الكافيين، بالإضافة إلى صودا الخبز التي يتناولها البعض في حال ارتفاع مستوى الحموضة في معدتهم. كما أنّ الصابون، أكثر المواد القاعدية شيوعاً، والانزلاقية خاصيّة تميّز بها القواعد.



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.



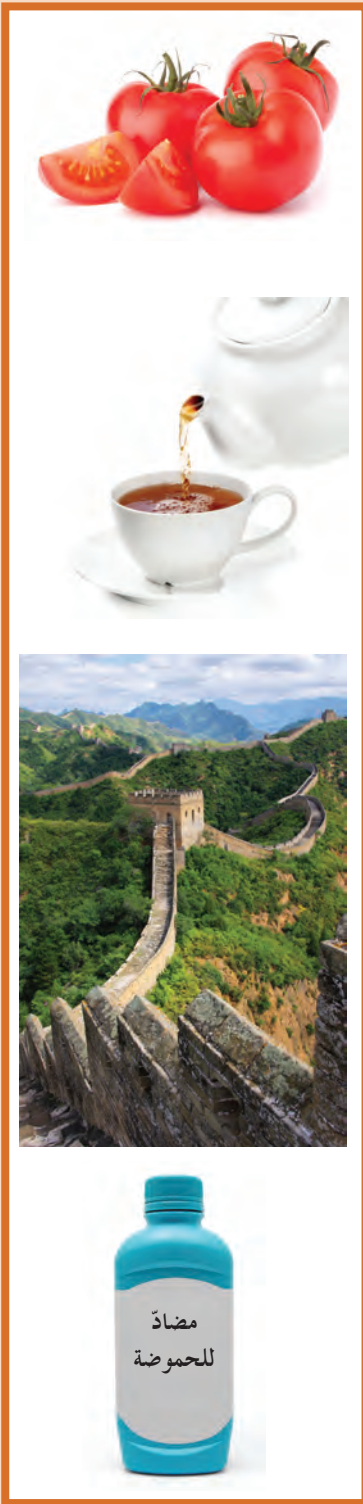
شكل (51)
كهف مليء بالخفافيش

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 نظارات وأجهزة للتنفّس لحمايتهم من غاز الأمونيا الخطير (قاعدة) والذي يتكوّن كناتج ثانوي من بول الخفاش.

1. الخواص العامة للأحماض والقواعد

General Properties of Acids and Bases

هل تعلم أنّ الأحماض والقواعد تؤدّي 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.



شكل (52)

تحتوي جميع هذه المنتجات على الأحماض أو القواعد أو تنتج أحماضاً أو قواعد عند ذوبانها في الماء. فتحتوي الطماطم على حمض الأسكوربيك ويحتوي الشاي على حمض التانيك. أما هيدروكسيد الكالسيوم، وهو قاعدة، فيعتبر أحد مكونات مواد البناء التي استخدمت في بناء سور الصين العظيم. وتستخدم مضافات الحموضة أنواع مختلفة من القواعد لتعادل زيادة حموضة المعدة.

يوضح الشكل (52) بعض الاستخدامات والمواد التي تحتوي على الأحماض والقواعد. يحتوي الكثير من الأصناف الشائعة والمعروفة من المركبات على أحماض. وللأحماض خواص مميزة قد تكون تعرفت عليها مسبقاً. تعطي المركبات الحمضية للأطعمة طعماً لاذعاً. على سبيل المثال، يحتوي الخل على حمض الأسيتيك، والليمون الحامض يجعل فم الإنسان ينقبض عند تذوقه لأنه يحتوي على حمض الستريك. تحتوي المحاليل المائية للأحماض على إلكترونات، وبذلك توصل التيار الكهربائي كما سبق أن تعلمت عن المحاليل الإلكتروليتية. وتكون إلكترونات بعض محاليل الأحماض قوية وأخرى ضعيفة، كما أنها تغير ألوان بعض الصبغات الكيميائية المعروفة بالأدلة. يتفاعل الكثير من الفلزات مثل الخارصين والمغنيسيوم مع المحاليل المائية للأحماض لتعطي غاز الهيدروجين وتتفاعل أيضاً مع القواعد لتكوين ماء وملح. يُستخدم حليب المغنيسيا (معلق من هيدروكسيد المغنيسيوم في الماء)، وهو قاعدة، لمعالجة زيادة حموضة المعدة. إن طعم المحاليل المائية للقواعد مرّ وملمسها زلق، وهي مثل الأحماض تغير لون بعض الأدلة ويمكن أن تكون محاليلها إلكترونات قوية أو ضعيفة.

2. أحماض وقواعد أرهينيوس

Arrhenius Acids and Bases

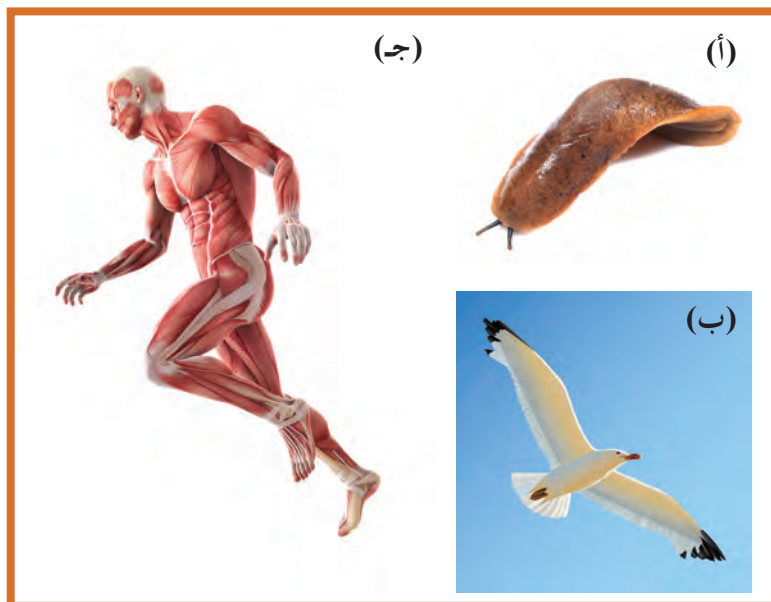
تعرفت سابقاً خواص كل من الحمض والقاعدة. وعلى الرغم من أن الكيميائيين قد أدركوا خواص هاتين المجموعتين من المركبات وسلوكها وتعرفوها منذ سنوات عديدة، إلا أنهم لم يستطيعوا تفسير النظرية الكيميائية لهذا السلوك. وفي العام 1887، اقترح الكيميائي السويدي سفانت أرهينيوس Svante Arrhenius (1859 – 1927) طريقة مبتكرة لتعريف سلوك الأحماض والقواعد وتفسيرها. تنص نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد

Arrhenius Acid–Base Theory على أن الأحماض هي مركبات تحتوي على هيدروجين وتتأين لتعطي كاتيونات الهيدروجين H^+ في المحلول المائي. والقواعد هي المركبات التي تتأين لتعطي أنيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول المائي.

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

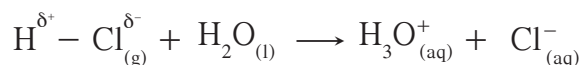
يوضح الجدول (4) بعض الأحماض الشائعة. تعرف الأحماض التي تحتوي على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين أحماض أحادية البروتون Monoprotic Acids (كحمض النيتريك HNO₃) والأحماض التي تحتوي على ذرتي هيدروجين قابلتين للتأين أحماض ثنائية البروتون Diprotic Acids (كحمض الكبريتيك H₂SO₄) والأحماض التي تحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين قابلة للتأين أحماض ثلاثية البروتون Triprotic Acids (كحمض الفوسفوريك H₃PO₄) (شكل 53).



شكل (53)

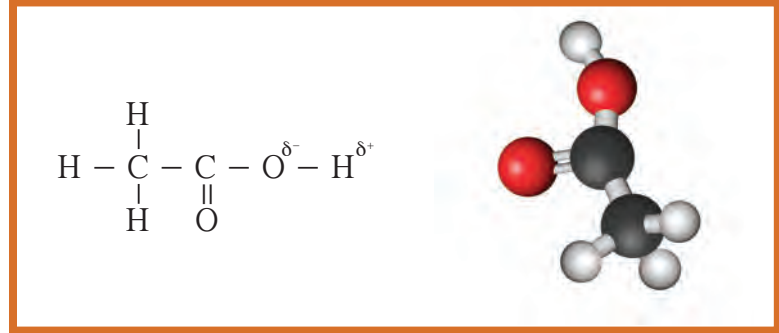
(أ) تفرز الرخويات البحرية حمض ثنائي البروتون H₂SO₄ للدفاع عن نفسها. (ب) تنتج الطيور البحرية خليطاً حمضياً من زيوت السمك نصف المهضومة ذات رائحة كريهة لإبعاد أعدائها. (ج) يُبنى حمض اللاكتيك في عضلات الجسم خلال التمرين الطويل.

لا تُعتبر كل المركبات التي تحتوي على ذرة الهيدروجين أحماضاً. وليس من الضروري أن تتأين ذرات الهيدروجين كلها في حمض ما، إلا إذا كانت تكون رابطة قطبية مع ذرة ذات سالبية كهربائية عالية. وعندما يذوب مركب يحتوي على مثل هذه الروابط في الماء، ترتبط كاتيونات الهيدروجين التي نتجت منه بجزيئات الماء، مكونة كاتيونات الهيدرونيوم H₃O⁺، ما يؤدي إلى ثباتها. مثال على ذلك جزيء غاز كلوريد الهيدروجين.



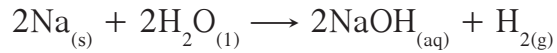
وعلى العكس، فإن ذرات الهيدروجين الأربع في مركب الميثان CH₄ مرتبطة بذرة الكربون C - H بروابط قطبية ضعيفة. بالتالي، لا يحتوي الميثان على ذرات هيدروجين قابلة للتأين، لذلك، لا يُعتبر حمضاً.

لكن حمض الأسيتيك CH_3COOH المستخدم في تصنيع البلاستيك والمواد الكيميائية المستخدمة في التصوير يختلف عن الميثان. فعلى الرغم من أنه يحتوي على أربع ذرات هيدروجين مثل الميثان، يُعتبر هذا الحمض حمضاً أحادي البروتون، وتوضّح الصيغة التركيبية للحمض السبب في ذلك (شكل 54).



شكل (54)
في هذا المركّب، هناك ثلاث ذرات هيدروجين متّصلة بذرة الكربون بروابط قطبية ضعيفة. بالتالي، إنها غير قابلة للتأين، وهناك ذرة واحدة متّصلة بذرة الأكسجين ذات السالبة الكهربائية الكبيرة، ولذلك فإنها قابلة للتأين.

يوضّح الجدول (5) بعض القواعد الشائعة، وقد يكون هيدروكسيد الصوديوم NaOH أكثر القواعد شيوعاً. ينتج هذا المركّب من خلال تفاعل الصوديوم مع الماء، كما يتّضح في المعادلة التالية:

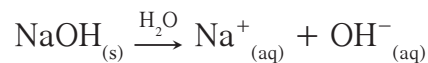


ونظراً لفعالية بعض القواعد في إزالة الأوساخ، يُستخدم هيدروكسيد الصوديوم في تحضير المنتجات المنزلية المستخدمة لإزالة سدد البالوعات وتنظيفها.

الاسم	الصيغة	الذوبانية في الماء
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH	عالية
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH	عالية
هيدروكسيد الكالسيوم	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	منخفضة جداً
هيدروكسيد المغنيسيوم	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	منخفضة جداً

جدول (5)
بعض القواعد الشائعة

يتفاعل فلزّ البوتاسيوم مع الماء ليكون هيدروكسيد البوتاسيوم KOH ، ويُعدّ كلّ من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم موادّ صلبة أيونية. ماذا يحدث للأيونات في هذه المركّبات عندما تذوب في الماء؟



فقرة إثرائية

ارتباط الكيمياء بالكاتب

الكيمياء تنفذ الكتب المفتشة

تتحلل الكتب المطبوعة منذ

منتصف القرن التاسع عشر ببطء

وهي على رفوف المكتبات،

ويصبح ورقها رقيقاً للغاية ويتفتت

بسهولة عند لمسها. ويعود السبب

في ذلك إلى حمضية الورق الناجمة

عن غمره في العصور الماضية في

محلول الشب (كبريتات الألمنيوم).

لقد كان الشب يُستخدم منذ

150 عاماً لمنع الحبر من الامتداد

(البقع) على الورق. لذا تتعاون

المكتبات في جميع أنحاء العالم مع

الكيميائيين لإيجاد الطرق المناسبة

لوقف التحلل الحمضي للكتب.

تتم إحدى هذه الطرق في حجرة

مفرغة من الهواء وتكمن في إزالة

الحمضية الكلية بعد سحب الهواء

من الحجرة وإزالة معظم الرطوبة

من الكتب ثم يتم إدخال غاز نثاني

إيثيل الخارصين. يتغلغل هذا الغاز

في الصفحات المغلقة للكتب

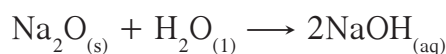
وتعادل تماماً أي حمض موجود

فيها.

يُعتبر كل من الصوديوم والبوتاسيوم من عناصر المجموعة 1A وهي عناصر الفلزّات القلوية التي تتفاعل مع الماء لتكوين محاليل قاعدية:



وتتفاعل أيضاً أكاسيد الفلزّات مع الماء لتكوين محاليل قاعدية:



ويذوب كل من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم بشدّة في الماء، لذلك يمكن تحضير المحاليل المركّزة من هذه المركّبات بسهولة.

تسبّب تلك المحاليل القاعدية، نظراً إلى خواصّها الكاوية، ألماً شديداً وتآكلاً للجلد، ولا يلتئم الجرح الذي تسبّبه بسرعة. لذلك، يجب غسلها وإزالتها عن الجلد بالماء في حال لمسها أو انسكابها.

أمّا هيدروكسيد الكالسيوم $\text{Ca}(\text{OH})_2$ وهيدروكسيد المغنيسيوم $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ،

فهما من هيدروكسيدات فلزّات المجموعة 2A. لا تذوب هذه

الهيدروكسيدات بسهولة في الماء. بالتالي، فإنّ محاليلها تكون دائماً

مخفّفة جداً ويكون تركيز أيون الهيدروكسيد في مثل هذه المحاليل

منخفضاً. ويحتوي المحلول المشبّع بهيدروكسيد الكالسيوم على

g 0.175 من هذا المركّب فقط لكلّ g 100 من الماء. ويُعدّ هيدروكسيد

المغنيسيوم أقلّ ذوبانية من هيدروكسيد الكالسيوم إذ يحتوي المحلول

المشبّع على g 0.0009 من هذا المركّب فقط لكلّ g 100 من الماء.

وتحتوي معلّقات هيدروكسيد المغنيسيوم في الماء على تركيزات

منخفضة من أيون الهيدروكسيد.

3. أحماض وقواعد برنستد - لوري

Brønsted-Lowry Acids and Bases

لم تكن نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد شاملة بقدر ما تمكّنت من

تقديم عدّة تفسيرات لكثير من التفاعلات الكيميائية في المحاليل المائية.

فهي لا تتضمّن المركّبات التي لها خواصّ حمضية أو قاعدية، كما أنّها

فشلت في تقديم الإجابة عن تساؤلات عديدة أهمّها:

• نظرية أرهينيوس محصورة بالمحاليل المائية، إذ إنّها لم تعطِ أيّ تفسير

لحالة المحاليل غير المائية ولم تعالجها.

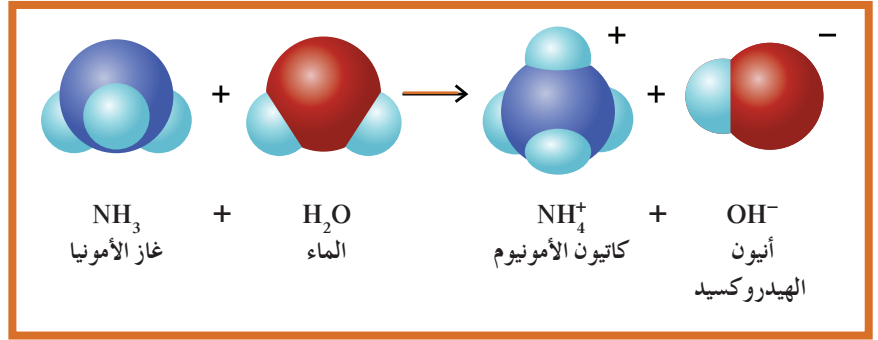
• بعض المركّبات لا تحتوي على مجموعات الهيدروكسيد وعند ذوبانها

في الماء مثل الأمونيا NH_3 تنتج محاليل مائية قاعدية كما هو موضّح

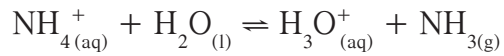
في الشكل (55).

شكل (55)

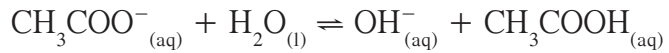
تذوب الأمونيا في الماء لتكوّن كاتيونات أمونيوم وأنيونات هيدروكسيد. وفي هذا التفاعل، يعطي الماء كاتيون هيدروجين لجزيء الأمونيا. لماذا لا تُصنّف الأمونيا كقاعدة تبعاً لتعريف أرهينيوس؟



• بعض الأملاح لا تكوّن محاليل متعادلة عند إذابتها في الماء. ولم تعطِ 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.



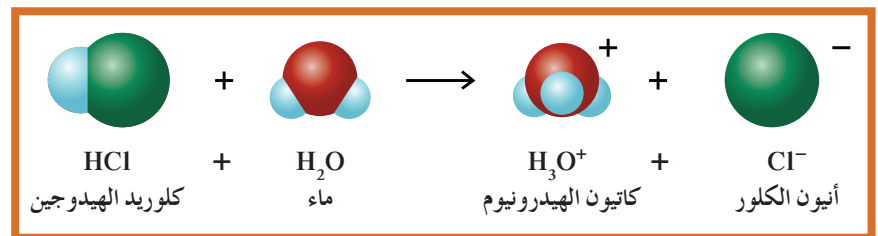
ولا يحتوي ملح أسيتات الصوديوم CH_3COONa على أنيون الهيدروكسيد OH^- وهو مع ذلك ينتج محلولاً قاعدياً عند ذوبانه في الماء.



في العام 1923، وضع الدنماركي جوهانز برونستد Johannes Brønsted 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 (جزيء أو أيون) التي تعطي كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول وتُسمّى معطي بروتون Proton Donor. والقاعدة هي المادة (جزيء أو أيون) التي تستقبل كاتيون هيدروجين H^+ (بروتون) في المحلول وتُسمّى 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 التفكك. 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 يكوّن الهيدروجين كاتيونات الهيدرونيوم في المحلول المائي.

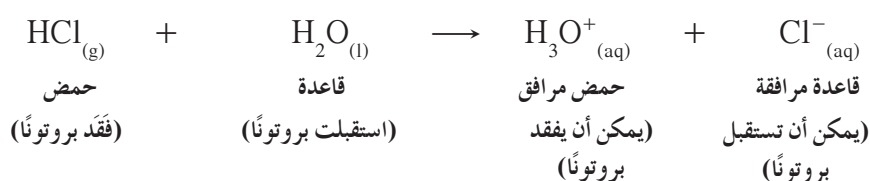
يُعتبر HCl الحمض في هذه المعادلة لأنه يفقد البروتون H^+ ، في حين أن الماء يُعتبر القاعدة لأنه يستقبل البروتون H^+ .
طبقاً لتعريف الحمض والقاعدة في نظرية برونستد - لوري، نجد أنه عندما يفقد الحمض بروتونه (H^+)، يتحوّل إلى قاعدة مرافقة Conjugate Base وعندما تستقبل القاعدة البروتون الذي فقده الحمض في هذا التفاعل تصبح حمضاً مرافقاً Conjugate Acid.
بناءً على نظرية برونستد - لوري، نجد أن كلّ حمض يُرافق بقاعدة وكل قاعدة تُرافق بحمض، يُسميان 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^-

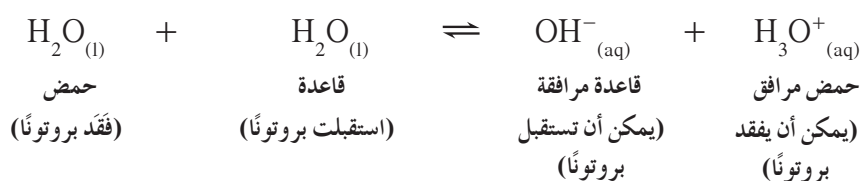
جدول (6)

أمثلة على أزواج الحمض/القاعدة المرافقة

توضّح المعادلة التالية هذه النظرية:

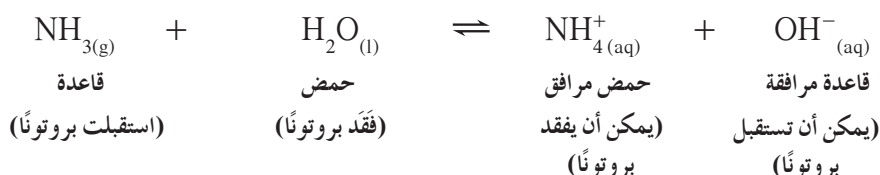


في ضوء نظرية برونستد - لوري، أصبح تفسير تفكك الماء ممكناً. تمتاز جزيئات الماء بتصرّف بعضها كحمض والبعض الآخر كقاعدة، لذلك يكون للماء سلوك متكرر.



شكل تعريف القاعدة الفرق الرئيس بين نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري. فقد أعطت نظرية برونستد - لوري تفسيراً لقاعدية مركّبات كثيرة لا تحتوي على أنيونات الهيدروكسيد OH⁻ بينما أهملت نظرية أرهينيوس هذه المركّبات.

توضّح المعادلة التالية كيف تُعرّف هذه المركّبات على أنّها قواعد من دون أن تحتوي على أنيونات من الهيدروكسيد. في هذه المعادلة، تتفاعل الأمونيا (قاعدة) مع الماء (حمض) وذلك باستقبال البروتون وفقدانه.



4. أحماض وقواعد لويس Lewis Acids and Bases

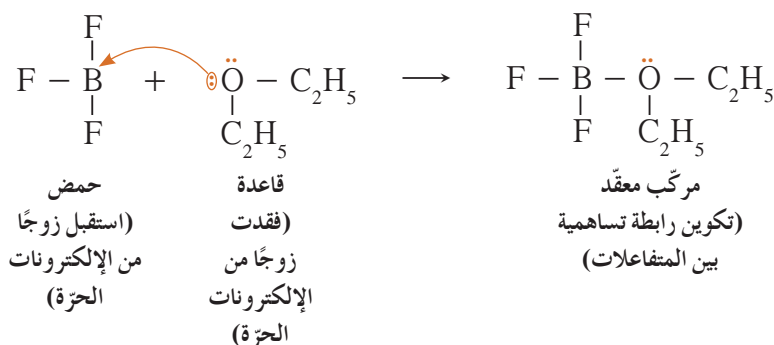
عالج الكيميائي الأميركي جلبرت لويس Gilbert Lewis موضوع الحمض والقاعدة بطريقة مختلفة تماماً عن تلك التي اتّبعتها كل من أرهينيوس و برونستد - لوري.

أعطى العالم لويس تعاريف جديدة تعتمد على مشاركة زوج من الإلكترونات الحرّة بدلاً من البروتون. تنصّ نظرية لويس للأحماض والقواعد Lewis Acid-Base Theory على أنّ القاعدة هي الجزيئات أو الأيونات التي لها قدرة على إعطاء زوج من الإلكترونات الحرّة Electron-Pair Donor لتكوّن رابطة تساهمية مع جزيئات أخرى تُسمّى الحمض. والحمض هو المادّة التي لها القدرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات الحرّة Electron-Pair Acceptor (من أيّ قاعدة) لتكوّن معها رابطة تساهمية.

تتفاعل قاعدة لويس مع حمض لويس على النحو التالي:

حمض + قاعدة ← مركّب معقّد (متراكب)

مثال على ذلك، يتفاعل ثنائي إيثيل إيثر مع ثلاثي فلوريد البورون لإنتاج ثلاثي فلوريد البورون الإيثري كما توضّح المعادلة التالية:



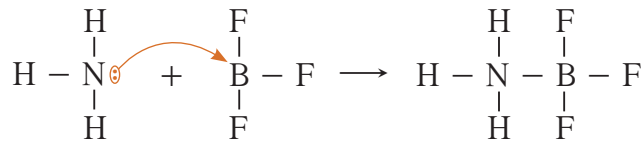
تمتاز قواعد لويس كلّها بوجود خاصيّة رئيسة مشتركة بينها، فهي تمتلك زوجاً أو أكثر من الإلكترونات الحرة (غير المرتبطة). وتمتاز أحماض لويس أيضاً بخاصيّة مشتركة بينها، بحيث تستطيع هذه الأحماض أن تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات. بمّ تمتاز نظرية لويس عن نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد – لوري؟ استخدم لويس مفهوماً أكثر عمومية بالنسبة إلى الحمض. فاعتبر أنّ الحمض هو المادّة 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 المركّبات 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 الحلّ

- حلّ:** صمّم خطة استراتيجية لحلّ السؤال: تعاريف 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.
 - قيّم:** هل النتيجة لها معنى؟
- في هذا التفاعل، تتطابق الأمونيا وثالث فلوريد البورون مع تعاريف قاعدة لويس وحمض لويس على الترتيب.

أسئلة تطبيقية وحلها

1. 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.

2. عرّف حمض لويس وقاعدة لويس في كلّ من التفاعلات التالية:



الحل:

(أ) H^+ حمض لويس ، H_2O قاعدة لويس

(ب) AlCl_3 حمض لويس ، Cl^- قاعدة لويس

مراجعة الدرس 1-1

1. أجب عمّا يلي:

(أ) عرّف الأحماض والقواعد وفقاً لنظرية برونستد - لوري.

(ب) ما هي مزايا هذه النظرية؟ عدّد خواصّ بعض المركّبات مثل الأمونيا.

(ج) كيف يمكن أن تقارن كلّاً من نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري بنظرية لويس للأحماض والقواعد؟

2. ما هو الزوج المرافق من الحمض والقاعدة؟

3. اكتب معادلات تأيّن HNO_3 في الماء وتفاعل CO_3^{2-} مع الماء

وعرّف في كلّ معادلة معطي كاتيون الهيدروجين ومستقبل كاتيون الهيدروجين، ثمّ سمّ أزواج الحمض / القاعدة المرافقة في كلّ معادلة.

4. صنّف الأحماض التالية كأحماض أحادية البروتون أو ثنائية

البروتون أو ثلاثية البروتون. فسّر السبب:



الأهداف العامة

• يسمي الحمض أو القاعدة عند إعطائه صيغة كلٍّ منهما الجزيئية.



شكل (57)

يفرز بعض أنواع النمل مادة حمضية للدفاع عن نفسه.

يلدغ 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 أيضًا ولكن لدغته ليست مميتة، إذ يسبب هذا الحمض تقرُّح في جلد الإنسان كحدٍّ أقصى.

Acids

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 وتُسمى 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 وأسمائها.

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 الشائعة وأسمائها

2.1 تسمية الأحماض الأكسجينية من خلال تحديد عدد تأكسد ذرة اللافلز

توضح الصيغة التالية الحمض الأكسجيني $H_a X_b O_c$ حيث تدل الأحرف a و b و c على التوالي على عدد ذرات الهيدروجين والعنصر X والأكسجين في جزيء الحمض.

يكون العنصر X عادة عنصر لافلزي ولكن يمكن أن يكون في بعض الأحيان عنصر فلزي من الفلزات الانتقالية حيث يكون عدد تأكسده مرتفعاً من مثل Mn^{+7} و Mn^{+6} و Cr^{+6} .

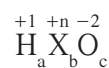
لتسمية هذه الأحماض يجب معرفة أعداد التأكسد للعنصر اللافلزي X. يوضح الجدول (9) التالي أعداد التأكسد لبعض العناصر (X) التي تكون الأحماض الأكسجينية الشائعة.

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:



$$a \times (+1) + b \times (+n) + c \times (-2) = 0$$

$$n = \frac{2c - a}{b}$$

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 + هيبو + 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 و $HClO_4$

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم	غير المعلوم
عدد تأكسد العنصر O: -2	عدد تأكسد العنصر S: ؟
عدد تأكسد العنصر H: +1	عدد تأكسد العنصر Cl: ؟

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

عندما تكون الصيغة معلومة ويمكن استنتاج عدد التأكسد للعنصر X (S و Cl في المثال).

عندها يمكن تسمية الحمض الأكسجيني.

$$n = \frac{2 \times 4 - 2}{1} = +6 \quad H_2SO_4$$

يكون الحمض حمض الكبريتيك

$$n = \frac{2 \times 3 - 2}{1} = +4 \quad H_2SO_3$$

يكون الحمض حمض الكبريتوز

$$n = \frac{2 \times 4 - 1}{1} = +7 \quad HClO_4$$

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 باللاحقة «وز» وكلما زاد عدد تأكسده ينتهي اسم الحمض باللاحقة «يك»، ويبدأ باللاحقة «بير».

2. القواعد

Bases

حسب تعريف أرهينيوس، هي مركب يعطي أيونات هيدروكسيد عند تأينه في الماء. تُسمى 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 ويُسمى هيدروكسيد الصوديوم. ما اسم المركب القاعدي Ca(OH)_2 ؟

أسئلة تطبيقية وحلها

1. اذكر أسماء الأحماض أو القواعد التالية:

(أ) HF (ب) HNO_3 (ج) KOH (د) H_2SO_4

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 (II)

(ج) حمض الهيدرويودييك (د) هيدروكسيد الليثيوم

الحل:

(أ) H_2CrO_4 (ب) Fe(OH)_2 (ج) HI (د) LiOH

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 الهيبوكلوروز
	+3	HClO_2	حمض الكلوروز
	+5	HClO_3	حمض الكلوريك
	+7	HClO_4	حمض البيركلوريك
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

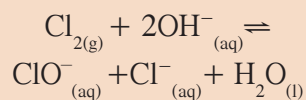
جدول (10)

أسماء بعض الأحماض الأكسجينية بحسب أعداد التأكسد لذرة الألفلز

فقرة إثرائية

علاقة الكيمياء بالحياة اليومية

كُنْ حذرًا عند استعمال المبيض!
معظم المنظفات المنزلية
والمبيضات هي محاليل مكوّنة من
هيبوكلوريت الصوديوم
(NaClO)_(aq)، ناتج من تفاعل غاز
الكلور، ومن المحلول القاعدي
هيدروكسيد الصوديوم بحسب
المعادلة التالية:



يتميّز هذا التفاعل الكيميائي بأنه
تفاعل عكسي، إذ تتحرّك 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 يؤدّي إلى تفضيل التفاعل
العكسي، أي الذي يفضّل إنتاج
مستويات خطيرة من غاز
الكلور Cl_2 .

مراجعة الدرس 1-2

- اكتب الصيغة الجزيئية لكلّ حمض أو قاعدة في ما يلي:
(أ) هيدروكسيد الباريوم
(ب) حمض الهيدروبروميك
(ج) هيدروكسيد الروبيديوم
(د) حمض الهيدروسيليك
- اذكر أسماء الأحماض والقواعد التالية:
(أ) HF
(ب) HClO_3
(ج) H_2CO_3
(د) $\text{Al}(\text{OH})_3$

الأهداف العامة

- يصنّف المحاليل إلى محلول متعادل أو محلول حمضي أو محلول قاعدي بحسب تركيز كاتيون الهيدروجين أو تركيز أنيون الهيدروكسيد (pH ، pOH ، K_w).



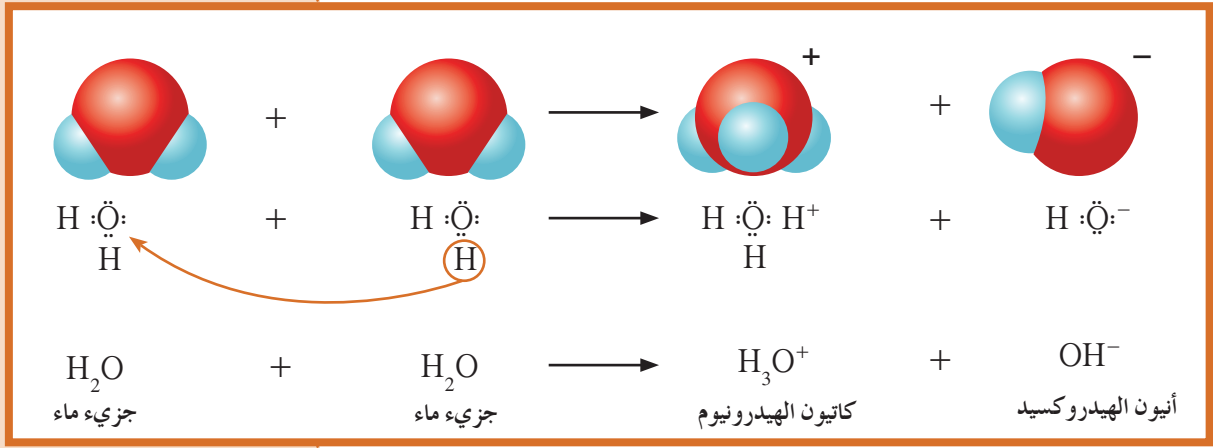
شكل (58)
عينة دم

عند إحضار أحد المرضى فاقد الوعي إلى المستشفى وانبعاث 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). يُعبّر عن نتيجة هذا الاختبار بوحدة 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 تلوّثه.

1. كاتيونات الهيدروجين من الماء

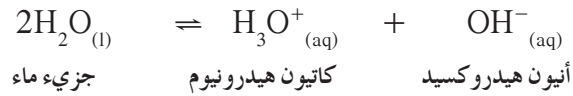
Hydrogen Cations from Water

تعرّفت 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.



شكل (59)
تفاعل التأين الذاتي للماء

أنظر الشكل (59). ستلاحظ أن جزيء الماء الذي يفقد كاتيون هيدروجين يصبح أنيون هيدروكسيد OH^- ، وجزيء الماء الذي يستقبل كاتيون الهيدروجين يصبح كاتيون هيدرونيوم H_3O^+ . يُسمَّى التفاعل الذي يحدث بين جزيئي ماء لإنتاج أنيون 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. يُسمَّى الكيمائيون أيونات الهيدروجين في المحلول المائي 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 أي محلول مائي يُسمَّى محلولاً متعادلاً **Neutral Solution**. كلما ازداد تركيز كاتيون الهيدرونيوم في أي محلول مائي، تناقص تركيز أنيون الهيدروكسيد إذ يُطبَّق مبدأ لوشاتيليه الذي درسته سابقاً. في هذه الحالة، إذا أضيفت أيونات (سواء أكانت كاتيونات هيدرونيوم أم أنيونات هيدروكسيد) إلى المحلول تحدث إزاحة لموقع الاتزان ويقلّ تركيز النوع الآخر من الأيونات، فتتكوّن كمّية 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 .

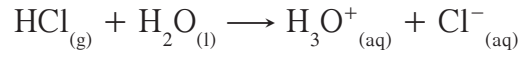
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

ويُسمَّى حاصل ضرب تركيزي كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد في

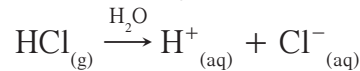
الماء ثابت تأين الماء K_w . Dissociation Constant of Water

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

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؟

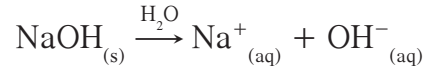


أو

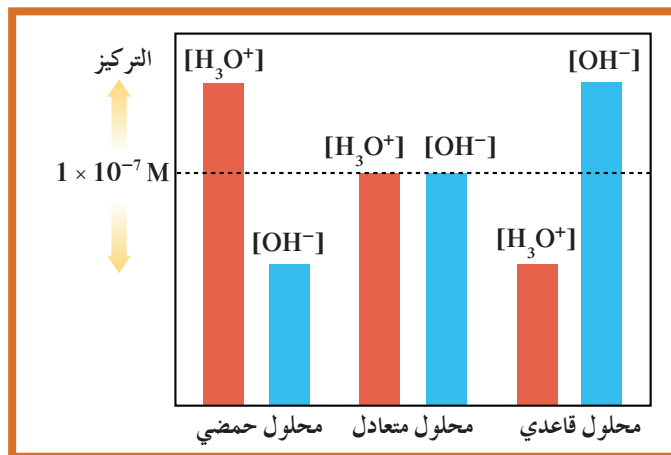


في مثل هذا المحلول، يفوق تركيز كاتيون الهيدرونيوم تركيز أنيون الهيدروكسيد الناتج من التأين الذاتي للماء. ولذلك، فإنّ المحلول الحمضي **Acidic Solution** هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم أكبر من تركيز أنيون الهيدروكسيد، أي يفوق $1 \times 10^{-7} M$ عند $25^\circ C$.

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 (**Basic Solution**) هو المحلول الذي يكون فيه تركيز كاتيون الهيدرونيوم أقلّ من تركيز أنيون الهيدروكسيد، أي أصغر من $1 \times 10^{-7} M$ (شكل 60).



شكل (60)

تركيزات كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الهيدروكسيد في محلول حمضي ومحلول قاعدي (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 بـحمض المورياتيك، لتنظيف المباني وأحواض السباحة.

(ج) يُستخدم هيدروكسيد الصوديوم عادةً كمُنظّف للبلاطات.

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 الحل

1. **حلّ:** أذكر المعلوم وغير المعلوم.

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 حمضيًا. ووفقًا 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. **قَيِّم:** هل النتيجة لها معنى؟

بما أنّ تركيز كاتيون الهيدرونيوم أكبر من 1×10^{-7} ، من المتوقع 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. صنّف المحاليل التالية بين حمضية وقاعدية ومتعادلة عند 25°C .

$$[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-2} \text{ M} \text{ (ب)} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \times 10^{-10} \text{ M} \text{ (أ)}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \text{ (د)} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-7} \text{ M} \text{ (ج)}$$

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 سورين سورنسن (1868–1939) Søren Sørensen. بحسب هذا المقياس الذي يتراوح بين 0 و 14 عند 25°C ، يساوي pH المحاليل المتعادلة 7 وتمثل 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):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7 \quad \text{محلول مائي متعادل}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} < 7 \quad \text{محلول حمضي}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} > 7 \quad \text{محلول قاعدي}$$

يوضح 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 كُتِب تركيز كاتيون الهيدرونيوم بتدوين علمي رياضي وكان المعامل يساوي الواحد الصحيح عندئذ يكون الأس الهيدروجيني pH لمحلول يساوي الأس، على أن تُغيّر 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.

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 وأنيون الهيدروكسيد وقيم الأس الهيدروجيني عند 25°C

يمكن وضع تعريف للأس الهيدروكسيدي pOH مشابه لتعريف الأس الهيدروجيني pH وهو يساوي القيمة السالبة للوغاريتم العشري لتركيز أيون الهيدروكسيد ويمكن تمثيلها رياضياً بالمعادلة التالية:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

وتكون قيمة الأس الهيدروكسيدي pOH للمحلول المتعادل تساوي 7. يكون المحلول الذي قيمة أسه الهيدروكسيدي أصغر من 7 قاعدياً، ويكون حمضياً عندما تكون قيمة أسه الهيدروكسيدي أكبر من 7. هناك علاقة سهلة بين الـ pH والـ pOH يمكن من خلالها إيجاد أحدهما إذا عُرِف الآخر.

إذا أخذنا ثابت تأين الماء K_w (عند 25°C).

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

يمكن كتابة المعادلة بدالة سالب اللوغاريتم العشري (عند 25 °C):

$$-\log ([H_3O^+] \times [OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$(-\log [H_3O^+]) + (-\log [OH^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$\boxed{pH + pOH = 14}$$

$$\boxed{pOH = 14 - pH \Rightarrow pH = 14 - pOH}$$

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: $[H_3O^+] = ? \text{ M}$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

2. احسب: حل غير المعلوم.

أولاً أعد ترتيب معادلة تعريف الـ pH لإيجاد قيمة غير المعلوم:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

ثم عوّض عن قيمة pH:

$$[H_3O^+] = 10^{-6} \text{ M}$$

أو

أولاً عوّض عن القيم في المعادلة قبل إعادة ترتيبها:

$$-\log [H_3O^+] = 6$$

ثم غيّر الإشارة في طرفي المعادلة:

$$\log [H_3O^+] = -6$$

$$[H_3O^+] = 10^{-6} \text{ M}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

لقد استخدمت المعادلة بطريقة صحيحة وعوّض عن القيم المعلومّة بالطريقة الصحيحة.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. جد قيمة pH لكلّ محلول من المحاليل التالية:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.0010 \text{ M (ب)} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M (أ)}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-9} \text{ M (ج)}$$

الحلّ:

$$4 \text{ (أ)} \quad 3 \text{ (ب)} \quad 9 \text{ (ج)}$$

2. ماهي تركيزات كاتيون الهيدرونيوم للمحاليل التي لها قيم pH التالية:

$$4 \text{ (أ)} \quad 11 \text{ (ب)} \quad 8 \text{ (ج)}$$

الحلّ:

$$1 \times 10^{-4} \text{ M (أ)} \quad 1 \times 10^{-11} \text{ M (ب)} \quad 1 \times 10^{-8} \text{ M (ج)}$$

مثال (3)

احسب الأس الهيدروجيني pH عند 25°C لمحلول يساوي فيه تركيز أنيون الهيدروكسيد $4 \times 10^{-11} \text{ M}$.

طريقة التفكير في الحلّ

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

$$\begin{array}{ll} \text{المعلوم:} & [\text{OH}^-] = 4 \times 10^{-11} \text{ M} \\ \text{غير المعلوم:} & \text{pH} = ? \end{array}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

لحساب الأس الهيدروجيني pH، ابدأ أولاً بحساب تركيز كاتيون الهيدرونيوم باستخدام تعريف

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \quad \text{ثابت تأين الماء } K_w$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-11}} = 2.5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

عوّض عن قيمة تركيز كاتيون الهيدرونيوم في معادلة تعريف الأس الهيدروجيني pH لإيجاد قيمته:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(2.5 \times 10^{-4}) = -\log 2.5 - \log 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -0.4 + 4 = 3.6$$

3. قيّم: هل النتيجة لها معنى؟

المحلول الذي تساوي فيه قيمة تركيز أنيون الهيدروكسيد أقلّ من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$ يكون حمضيّاً حيث إنّ تركيز كاتيون الهيدرونيوم سوف يكون أكبر من $1 \times 10^{-7} \text{ M}$. تركيز أنيون الهيدروكسيد أقلّ من 10^{-10} M ولكن أكبر من 10^{-11} M لذا فإنّ pOH المحلول يقع ما بين 10 و 11. ونظراً لأنّ $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ، تكون قيمة pH المتوقعة أقلّ من 4 أو أكبر من 3.

أسئلة تطبيقية وحلها

1. احسب الأس الهيدروجيني pH لكل 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 لمحللول 3.7.

طريقة التفكير في الحل

1. حلل: أذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم:

$pH = 3.7$ $pH = -\log [H_3O^+]$

غير المعلوم:

$[H_3O^+] = ? M$

2. احسب: حل 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 $x = -3.7$. ستساوي

النتيجة: 1.995×10^{-4} ، وبالتقريب تصبح 2×10^{-4} .

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

المحللول الذي يساوي أسه الهيدروجيني 3.7 يكون تركيز كاتيون الهيدرونيوم فيه ما بين

$1 \times 10^{-4} M$ ($pH = 4$) و $1 \times 10^{-3} M$ ($pH = 3$).

3. قياس الأس الهيدروجيني pH

Measuring The Hydrogen Exponent pH

تشكل معرفة الأس الهيدروجيني أهمية كبرى لدراسة 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 الحجوم الصغيرة، يمكن استخدام أدلة التعادل أو أشرطة قياس الأس الهيدروجيني أو جهاز قياس الأس الهيدروجيني.

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.

تنقسم أدلة التعادل إلى نوعين تبعاً لحمضيتها أو قاعديتها:

• أدلة التعادل الحمضية ويُرمز إليها بالصيغة الافتراضية HIn

• أدلة التعادل القاعدية ويُرمز إليها بالصيغة الافتراضية InOH

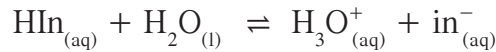
وتنقسم أدلة التعادل أيضاً إلى نوعين تبعاً لعدد ألوانها في الوسط الحمضي والوسط القاعدي:

• أدلة أحادية اللون: لها حالة ملونة واحدة مثل الفينولفثالين

• أدلة ثنائية اللون: لها حالتان ملونتان مثل الميثيل البرتقالي

(أ) كيف تعمل الأدلة الحمضية؟ How Do Acid Indicators Work?

يتأين الدليل الحمضي في الماء لإنتاج أيونات الدليل In^- وكاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ كما توضّح المعادلة التالية:

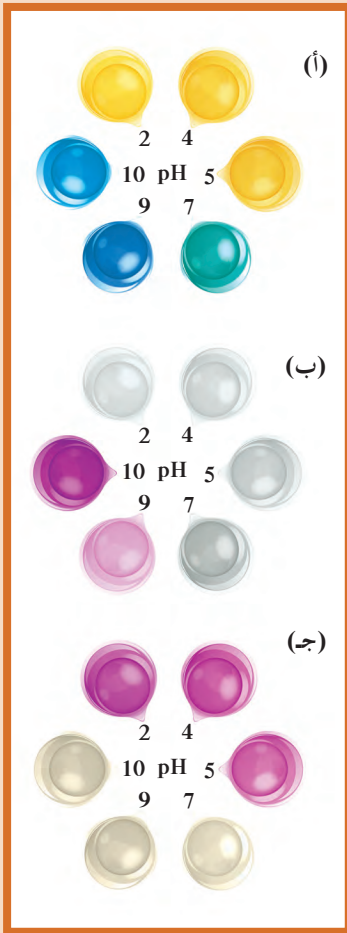


يكون التفاعل غير تام وعكسياً لذلك يصل إلى حالة اتزان. توضّح المعادلة الرياضية التالية ثابت اتزان هذا التفاعل:

$$K_{HIn} = \frac{[H_3O^+] \times [in^-]}{[HIn]}$$

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. البروموثيمول 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)، فيتغير من اللون الأحمر إلى اللون الأصفر عند $pH = 6$.

Range of Acid Indicator

(ب) مدى الدليل الحمضي

$\text{Hin}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{in}^-_{(\text{aq})}$
يمكن استخدام معادلة ثابت تأين دليل التعادل لمعرفة مدى الدليل الحمضي.

$$K_{\text{Hin}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{in}^-]}{[\text{Hin}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_{\text{Hin}} \times [\text{Hin}]}{[\text{in}^-]}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_{\text{Hin}} - \log \frac{[\text{Hin}]}{[\text{in}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Hin}} + \log \frac{[\text{in}^-]}{[\text{Hin}]}$$

وقد وُجد أنّ العين البشرية لا تستطيع أن تقدر أيهما اللون السائد في المحلول إلا إذا كان النسبة بين تركيز الحالتين (1:10) تقريباً.

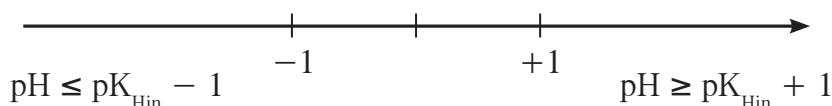
$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Hin}} \pm 1$$

ما مدى دليل حمضي له $K_{\text{Hin}} = 1 \times 10^{-5}$ ؟

يعتمد اختيار دليل التعادل خلال معايرة الأحماض والقواعد على معرفة قيمة الأس الهيدروجيني عند نقطة التكافؤ.

اللون الوسطي

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{Hin}}$$



لون الحالة الحمضية

لون الحالة القاعدية

ملاحظة: يظهر اللون الوسطي عندما يكون تركيز الحالة الحمضية $[\text{Hin}]$ مساوياً لتركيز الحالة القاعدية $[\text{in}^-]$.

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 pH مختلف . ما هو دليل التعادل التي تختاره لتأكد من أن الأس الهيدروجيني لمحلول 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 مُشرب بدليل التعادل ، يتغير لونه عند غمره في محلول أسه الهيدروجيني مجهول .



شكل (63)

الألوان المرجعية لأدلة التعادل الورقية

3.3 جهاز قياس الأس الهيدروجيني pH – Meter

يُستخدم جهاز الأس الهيدروجيني (شكل 64) للقياسات الدقيقة والسريعة لقيم الأس الهيدروجيني ، ويمكن استخدامه أيضاً لتسجيل التغيرات المستمرة في الأس الهيدروجيني إذا تم توصيله بجهاز الكمبيوتر .



شكل (64)

جهاز قياس الرقم الهيدروجيني مع محاليل منظمة لمعايرة الجهاز

مراجعة الدرس 3-1

- 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) $[OH^-] = 1 \times 10^{-11} M$
- ما هي تركيزات أيون الهيدروكسيد للمحاليل ذات الأسس
 الهيدروجينية pH التالية:
 6 (أ) 9 (ب) 12 (ج)

الأهداف العامة

- يحسب ثابت تأين الحمض K_a من التركيز المولاري لكاتيون الهيدرونيوم وقياسات الأس الهيدروجيني.
- يرتّب قوى الأحماض تبعاً لثابت تأينها K_a .
- يرتّب قوى القواعد تبعاً لثابت تأينها K_b .



شكل (65)

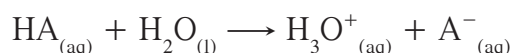
شرائح من الجريب فروت والحامض والليمون

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 وتسبّب حروقاً شديدة في حال تعرّض لها جلد الإنسان.

1. الأحماض والقواعد القوية والضعيفة

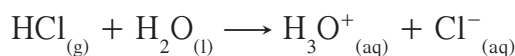
Strong and Weak Acids and Bases

توضّح المعادلة العامة التالية تأين حمض ما في الماء:

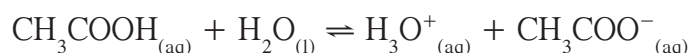


تمثّل HA الصيغة العامة للحمض ويمثّل A^- الأنيون الذي ينتج عند تأين الحمض في الماء.

يُعتبر موضع الاتزان مؤشراً لقوة الحمض الذي تتم دراسته . بالنسبة إلى حمض قوي مثل حمض الهيدروكلوريك HCl ، نجد أن التفاعل يسري عملياً حتى النهاية:



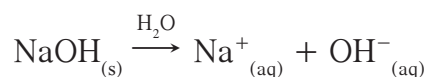
بالنسبة إلى حمض ضعيف مثل حمض الأسيتك CH_3COOH ، نجد أن التفاعل في حالة اتزان ولكن الاتجاه الغالب للاتزان يكون باتجاه المواد المتفاعلة:



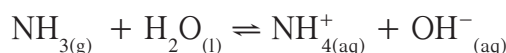
الحمض الأقوى هو الحمض الذي ينتج كمية أكبر في المحاليل متساوية التراكيز من كاتيونات الهيدرونيوم H_3O^+ أو كاتيونات الهيدروجين H^+ ، أي الحمض الذي يتأين بدرجة أكبر . بناءً على ما تقدّم ، يمكن استنتاج ما يلي:

- **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:



يوضح الجدول (13) القوى النسبية لبعض الأحماض والقواعد الشائعة. ما هو أضعف حمض في الجدول؟ وما هي أضعف قاعدة؟

المرَكِّبات	الصيغة الكيميائية	القوى النسبية
حمض الهيدروكلوريك	HCl	أحماض قوية ↑ تزداد قوة الحمض محاليل متعادلة ↓ تزداد قوة القاعدة قواعد قوية
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	
حمض الهيدروكبريتيك	H ₂ S	
حمض الهيبوكلوروز	HClO	
حمض البوريك	H ₃ BO ₃	
هيدرازين	N ₂ H ₄	
أمونيا	NH ₃	
ميثيل أمين	CH ₃ NH ₂	
إيثيل أمين	C ₂ H ₅ NH ₂	
هيدروكسيد الكالسيوم	Ca(OH) ₂	
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH	
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH	

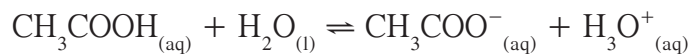
جدول (13)

القوى النسبية للأحماض والقواعد الشائعة

1.1 ثابت التأيّن للحمض K_a

Acid Dissociation Contant K_a

يمكن كتابة تعبير ثابت الاتزان من المعادلة الكيميائية الموزونة. توضح المعادلة التالية تأيّن حمض الأسيتيك في الماء:



ويمكن كتابة تعبير عن ثابت الاتزان كالتالي:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

يُعتبر تركيز الماء في المحاليل المخففة ثابتاً. وعليه ، يمكن ضرب تركيز الماء بثابت الاتزان K_{eq} لينتج ثابت تأين الحمض الضعيف أحادي البروتون Acid Dissociation Constant K_a الذي يمكن تعريفه على أنه نسبة حاصل ضرب التركيز للقاعدة المرافقة بتركيز كاتيون الهيدرونيوم إلى تركيز الحمض عند الاتزان. وتتضمن الصورة المتأينة لكل من كاتيون الهيدرونيوم وأنيون الأسيتات:

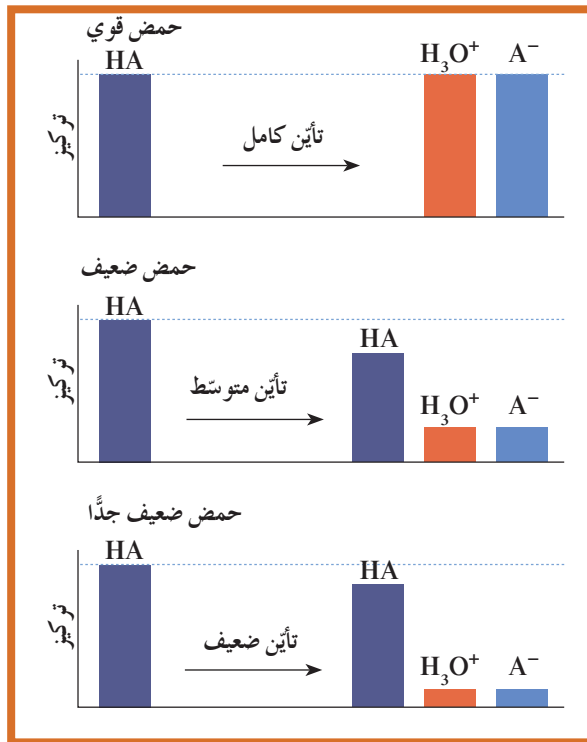
$$K_{eq} \times [H_2O] = K_a = \frac{[H_3O^+] \times [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

بناءً على ما سبق ، تُكتب المعادلة الرياضية لثابت تأين الحمض على الشكل التالي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [القاعدة المرافقة]}{[الحمض]}$$

ملاحظة: لا يوجد ثابت اتزان في تفاعل تأين الأحماض القوية لأنها تتأين بشكل تام وبالتالي لا يوجد ثابت تأين للأحماض القوية.

يوضح الشكل (66) تأين كل من الأحماض القوية والضعيفة والضعيفة جداً ونسبة تأين كل منها.



شكل (66)

ينتج عن تأين الحمض HA في الماء H_3O^+ و A^- ويوضح الرسم البياني المقابل مدى تأين الأحماض القوية والضعيفة. يتأين الحمض القوي بالكامل في الماء ويكون $[H_3O^+]$ عاليًا ويساوي التركيز الابتدائي لـ HA. أما الأحماض الضعيفة فتتأين بكمية كبيرة ويكون $[H_3O^+]$ منخفضًا. أذكر اسم حمض قوي وحمض ضعيف وحمض ضعيف جدًا ، وأعطي صيغة كل منها.

إذا كانت قيمة ثابت التأيّن صغيرة ، فإنّ درجة تأيّن الحمض في المحلول تكون صغيرة . للأحماض الضعيفة قيم K_a صغيرة والقيمة الأكبر لـ K_a تعني أنّ تأيّن 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 الأستيك 1.8×10^{-5} ، وهذا يعني أنّ حمض النيتروز أكثر تأيّنًا في المحلول من حمض الأستيك ، وبالتالي يكون حمض النيتروز أقوى من حمض الأستيك .

تفقد الأحماض ثنائية البروتون والأحماض ثلاثية البروتون ذرات الهيدروجين واحدة تلو الأخرى . ولا يتمّ تأيّن ذرات الهيدروجين بها في تفاعل واحد ، إذ إنّ كلّ تأيّن ذرة هيدروجين له تفاعل منفصل عن الذرة الأخرى ، وبذلك ، يكون لكلّ تفاعل ثابت التأيّن الخاصّ به . لهذا السبب ، نجد أنّ لحمض الفوسفوريك H_3PO_4 ثلاثة ثوابت تأيّن لذرات الهيدروجين الثلاث القابلة للتأين . يوضّح الجدول (14) تفاعلات التأين وثوابت التأين لبعض الأحماض الضعيفة الشائعة والمرتبّة بناءً على قيمة ثابت التأين الأول لكلّ منها . ما هي قيمة ثابت التأين الثاني لتأين حمض الفوسفوريك (مستعينًا بالجدول 14)؟

ملاحظة: يكون الحمض في مرحلة التأين الأولى أقوى ، وثابت تأين المرحلة الأولى أكبر .

الحمض	معادلة التأين	ثابت تأين الحمض (K_a ، 25 °C)
حمض أو كساليك	$HOOC-COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HOOC-COO^-_{(aq)}$ $HOOC-COO^-_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OOC-COO^{2-}_{(aq)}$	$K_{a1} = 5.6 \times 10^{-2}$ $K_{a2} = 5.1 \times 10^{-5}$
حمض الفوسفوريك	$H_3PO_{4(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + H_2PO^-_{4(aq)}$ $H_2PO^-_{4(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO^{2-}_{4(aq)}$ $HPO^{2-}_{4(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + PO^{3-}_{4(aq)}$	$K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$ $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$ $K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$
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 الأستيك	$CH_3COOH_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
حمض الكربونيك	$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$ $HCO^-_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3(aq)}$	$K_{a1} = 4.3 \times 10^{-7}$ $K_{a2} = 4.8 \times 10^{-11}$

جدول (14)

ثوابت التأين لبعض الأحماض الضعيفة الشائعة

يمكن التعبير عن تأيّن الحمض بالرمز pK_a حيث إنّ:

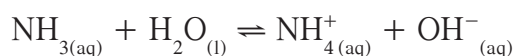
$$pK_a = -\log K_a$$

يمكن المقارنة بين قوى الأحماض باستخدام قيم K_a و pK_a . كلّما كانت قيمة pK_a أكبر ، كلّما صغرت قيمة K_a وكان الحمض أضعف والعكس صحيح .

2.1 ثابت التآين للقاعدة K_b

Base Dissociation Constant K_b

تتفاعل القواعد الضعيفة مع الماء لتكوّن أنيون الهيدروكسيد والحمض المرافق للقاعدة. وتُعتبر الأمونيا مثالاً على القاعدة الضعيفة.



يرجح 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 أنّ زجاجات المحلول المائي للأمونيا المستخدمة في المعامل يُكتب عليها هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH ، علماً أنّ هذا المركّب هو في حالة اتزان مع الأمونيا. يُكتب تعبير ثابت الاتزان لتفاعل الأمونيا مع الماء كالتالي:

$$K_{eq} = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3] \times [\text{H}_2\text{O}]}$$

وكما تعلّمت في مناقشة K_a ، فإنّ تركيز الماء ثابت في المحاليل المخفّفة ويمكن أن نعتبره قيمة ثابتة. وبذلك يمكن كتابة K_{eq} على شكل ثابت تآين القاعدة: K_b

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \times [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

وبصفة عامّة، فإنّ ثابت تآين القاعدة K_b Base Dissociation Constant هو نسبة حاصل الضرب تركيز الحمض المرافق بتركيز أنيون الهيدروكسيد إلى تركيز القاعدة عند الاتزان. ويمكن تمثيل الصورة العامّة لهذه المعادلة كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{الحمض المرافق}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{القاعدة}]}$$

ونظراً لأنّ القواعد مثل الأمونيا تُعتبر ضعيفة بالنسبة إلى أنيون الهيدروكسيد، تكون قيمة K_b لهذه القواعد الضعيفة صغيرة. فقيمة K_b للأمونيا تساوي 1.8×10^{-5} . وكلّما قلّ مقدار K_b كلّما كانت القاعدة أضعف.

تتآين القواعد القوية بالكامل إلى كاتيونات فلزيّة وأنيونات هيدروكسيد في محاليلها المائية لذا ليس لديها ثابت تآين. وبعض القواعد القوية، مثل هيدروكسيد الكالسيوم وهيدروكسيد المغنيسيوم، شحيحة الذوبان في الماء. ولكنّ الكمّيات الصغيرة التي تذوب في الماء من تلك القواعد تتآين تماماً.

فقرة إثرائية

ارتباط الكيمياء بالصحة

تآكل الأسنان

يعود السبب الرئيس لتآكل الأسنان إلى حمض ضعيف يُعرف بـ حمض اللاكتيك $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ ثابت تآينه K_a يساوي 1.4×10^{-4} . يتكوّن حمض اللاكتيك في الفم بتأثير نوع خاصّ من البكتيريا مثل الأستربتوكوكس ميوتنس على السكريات الموجودة في الطبقة اللاصقة على سطوح الأسنان. عند الظروف العادية، يحفظ اللعاب تلك الطبقة عند $\text{pH} = 6.8$.

وإذا وصل الأس الهيدروجيني pH إلى 6 أو أعلى، لا يتسبّب ذلك بأيّ مشاكل، ولكن عندما يقلّل حمض اللاكتيك الأس الهيدروجيني pH ، تبدأ الطبقة الرقيقة على سطوح الأسنان بالتآكل، وتنشأ بها الفراغات ويحدث النخر فيها. وقد يصل التآكل إلى عاج قاعدة الأسنان ولبّ الأسنان الذي يحتوي على الأوعية الدموية والأعصاب، ما يؤدي إلى آلام في الأسنان.

فقرة إثرائية

الكيمياء في خدمة البيئة

المطر الحمضي

تتعرض مساحات شاسعة من الغابات للأذى، وتعرض أيضاً 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 تسبب حموضته العادية أيّ مشاكل بما أنّها معتدلة نسبياً، ونظراً لتأقلم الحيوانات والنباتات معها. ولكن إذا قلّ الأس الهيدروجيني pH للمطر المتساقط عن 5.6، تبدأ تأثيراته السلبية بالظهور. وحيثما يسقط المطر الحمضي يسبب دماراً شديداً للمباني، والدهانات، والفلزات، كما أنّه يزيل الموادّ الغذائية من التربة، وقد يهدّد مباشرةً صحّة الإنسان.

ينتج المطر الحمضي عندما تتصاعد غازات أكاسيد الكبريت SO_x وكذلك أكاسيد النيتروجين NO_x إلى الهواء الجوّي. وعلى الرغم من وجود مصادر طبيعية لهذه الملوثات، مثل البراكين، تتولّد معظم هذه الغازات من مصادر أساسها الإنسان، مثل محطّات توليد الكهرباء، وذلك باستخدام الطاقة الحرارية المتولّدة من الفحم وزيت البترول. تتحوّل غازات أكاسيد الكبريت في الجوّ إلى حمض كبريتيك H_2SO_4 ، وتتحوّل غازات أكاسيد النيتروجين إلى حمض النيتريك HNO_3 . وفي النهاية، تسقط تلك الأحماض على سطح الأرض مع قطرات مياه الأمطار أو مع رقائق الثلوج.

يشير التعبيران مركّز ومخفّف إلى كمّية الحمض أو القاعدة الذائبة في المحلول، ويشيران أيضاً 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 أنّه 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 محلولاً مخفّفاً ولكنه يبقى حمضاً قوياً لأنّ كلّ العيّنة ستكون في صورتها المتأينة. يمكن تخفيف محاليل الأمونيا أو زيادة تركيزها تبعاً لكمّية غاز الأمونيا الذائبة في حجم معيّن من المحلول. وبصفة عامّة، سوف تكوّن الأمونيا قاعدة ضعيفة حيث إنّ درجة تأينها صغيرة سواء أكان محلول الأمونيا مركّزاً أم كان مخفّفاً. 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

2. حساب ثوابت التأيّن

Calculating Dissociation Constants

يمكنك حساب ثابت تأيّن حمض K_a لحمض ضعيف من النتائج التجريبية. لإجراء ذلك، تحتاج إلى قياس تركيزات للمواد كلّها الموجودة عند الاتزان. يمكنك تعيين هذه التركيزات تقريبًا 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 جزئيًا في محلول مائي للحمض بتركيز 0.1 M . عند قياس تركيزات المواد الموجودة عند الاتزان، تبين 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 التأيّن لحمض الأسيتيك.

طريقة التفكير في الحلّ

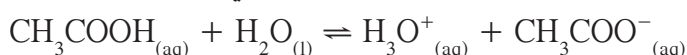
1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: غير المعلوم:

$$K_a = ? \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

يحدث تأيّن الحمض على الشكل التالي:



المعادلة الرياضية لثابت تأيّن 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 مطروحًا 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.

أَسْئَلَة تطبيقيه وحلّها

1. احسب K_a لحمض الميثانويك HCOOH إذا كان تركيز كاتيون الهيدرونيوم في محلول 0.1 M يساوي $4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$.

الحل: $K_a = 1.84 \times 10^{-4}$

2. يساوي تركيز محلول حمض ضعيف أحادي البروتون 0.2 M ، ويساوي تركيز كاتيون الهيدرونيوم $9.86 \times 10^{-4} \text{ M}$.

(أ) ما هو الأس الهيدروجيني pH لهذا المحلول؟

(ب) ما هي قيمة K_a لهذا الحمض؟

الحل:

(أ) $\text{pH} = 3$

(ب) $K_a = 4.80 \times 10^{-6}$

مراجعة الدرس 4-1

1. ما هو تعريف كلٍّ من الحمض القوي والحمض الضعيف؟ بناءً على قيمة ثابت التأيّن، أيّ من الأحماض المذكورة في الجدول (14) يكون الأقوى؟ وأيّ من الأحماض يكون الأضعف؟
2. يساوي الأس الهيدروجيني لمحلول مائي من حمض الأسيتيك أحادي الكلور CH_2ClCOOH 1.8 بتركيز 0.18 M . احسب قيمة ثابت التأيّن لهذا الحمض.
3. لحمض HA قيمة K_a صغيرة جداً. كيف نقارن الكمّيات النسبية لكلٍّ من H_3O^+ و HA عند الاتزان؟
4. أكتب معادلات التأيّن لكلٍّ من الأحماض والقواعد التالية في الماء:
 - (أ) حمض النيتريك
 - (ب) حمض الأسيتيك
 - (ج) الأمونيا
 - (د) هيدروكسيد المغنيسيوم
5. عندما نتكلّم عن محاليل الأحماض والقواعد، نستخدم مصطلحات قوي/ضعيف ومرکز/مخفّف. قارن بين هذين الزوجين من المصطلحات.

مراجعة الوحدة الثالثة

المفاهيم

pOH	الأس الهيدروكسيدي	pH	الأس الهيدروجيني
Acid Dissociation Constant (K_a)	ثابت تأين الحمض	Water Self – Ionization	التأين الذاتي للماء
Dissociation Constant of Water	ثابت تأين الماء	Base Dissociation Constant (K_b)	ثابت تأين 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

(1-1) وصف الأحماض والقواعد

- للأحماض طعم لاذع وهي إلكتروليات تتفاعل مع الفلزّات النشطة لتنتج غاز الهيدروجين وتتفاعل مع القواعد لتكوّن أملاحًا وماء.
- للقواعد طعم مرّ وهي أيضًا إلكتروليات تتفاعل مع الأحماض لتكوّن أملاحًا وماء.
- يتأّين حمض أرهينوس في الماء ليعطي كاتيون الهيدروجين، وتتأّين قاعدة أرهينوس في الماء لتعطي أنيون الهيدروكسيد.
- حمض برونستد - لوري معطٍ للبروتونات وقاعدة برونستد - لوري مستقبل 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 HA أمّا أسماء الأحماض الأكسجينية مرتبطة بعدد تأكسد عنصر اللافلزّي X في الصيغة العامة $H_aX_bO_c$.
- يُطلَق على القواعد المتواجدة على هيئة مركّبات أيونية التسميات نفسها التي تُطلَق على المركّبات الأيونية.

(3-1) كاتيونات الهيدروجين والحموضة

- ينتج عن جزيئي ماء أيونات بالتأّين الذاتي للماء، فتتأّين 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 $25^\circ C$.
- في المحلول الحمضي، يكون $[H_3O^+]$ أكبر من $[OH^-]$. وفي المحلول القاعدي، يكون $[OH^-]$ أكبر من $[H_3O^+]$.
- على مقياس pH، يمثّل الصفر الحمض القوي جدًّا، وتمثّل القيمة 14 القاعدة القوية جدًّا، وتمثّل القيمة 7 المحاليل المتعادلة. والماء النقي له pH يساوي 7 عند درجة $25^\circ C$.
- $pH = -\log [H_3O^+]$ تمثّل العلاقة بين pH و $[H_3O^+]$ ، $pOH = -\log [OH^-]$ تمثّل العلاقة بين pOH و $[OH^-]$.
- لقياس الأس الهيدروجيني pH للمحاليل ذات الحجم الصغيرة، يمكن استخدام أدلّة التعادل أو أشرطة الأدلّة 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 تتأّين في الماء كليًّا، أمّا الأحماض الضعيفة فهي أحماض تتأّين في الماء جزئيًّا.
- القواعد القوية قواعد تتأّين في الماء كليًّا، أمّا القواعد الضعيفة فهي قواعد تتأّين في الماء جزئيًّا.
- يُعتبر ثابت تأّين الحمض K_a مقياسًا كمّيًّا لقوّة ذلك الحمض.
- يُعتبر ثابت تأّين القاعدة K_b مقياسًا كمّيًّا 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. إن مجرد تذوق القليل من عصير الليمون يُشعرك مباشرةً بحموضة هذه الفاكهة. انطلاقاً من ذلك، أي قيمة من قيم pH التالية هي الأكثر توقعاً لهذه الفاكهة: pH = 2، pH = 6.1، pH = 7.9 أو pH = 11.
2. اكتب الصيغ الجزيئية للمركبات التالية:

(أ) حمض النيتروز	(ب) هيدروكسيد الألمنيوم
(ج) حمض الفوسفوريك	(د) حمض الأسيتيك
3. اكتب معادلة توضّح تأيّن الماء.
4. ما هو تركيز كلٍّ من H_3O^+ و OH^- في الماء النقي عند درجة $25^\circ C$ ؟
5. كيف يُحسب pH لمحلول ما؟
6. لماذا تساوي قيمة pH للماء النقي 7 عند درجة $25^\circ C$ ؟
7. كيف وصفت نظرية أرهينيوس الأحماض والقواعد؟
8. حدّد ما إذا كان كلٌّ مركّب من المركّبات التالية حمض أرهينيوس أو قاعدة أرهينيوس:

(أ) $Ca(OH)_2$	(ب) HNO_3	(ج) KOH
(د) C_2H_5COOH	(هـ) HBr	(و) H_2SO_4
9. حدّد ما إذا كان كلٌّ حمض من الأحماض في السؤال السابق (8) أحادي البروتون، ثنائي البروتون، أو ثلاثي البروتون.
10. حدّد ما إذا كانت كلٌّ مادة متفاعلة في المعادلات التالية معطية لكاتيون الهيدروجين (حمض) أو مستقبلية لكاتيون الهيدروجين (قاعدة).

(أ) $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$
(ب) $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CH_3COO^-$
(ج) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
(د) $H_2O + CH_3COO^- \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$
11. سمّ أزواج الحمض/القاعدة في كلٍّ معادلة من معادلات السؤال السابق (10).
12. ما هو حمض لويس؟ وما هي قاعدة لويس؟ لماذا تُعتبر نظرية لويس أكثر شمولية وتعميماً من كلٍّ من نظرية أرهينيوس ونظرية برونستد - لوري؟
13. حدّد ما إذا كان كلٌّ من المركّبات التالية حمضاً أو قاعدة قوية أو ضعيفة.

(أ) $NaOH$	(ب) HCl	(ج) NH_3	(د) H_2SO_4
------------	-----------	------------	---------------
14. لماذا يُعتبر كلٌّ 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 مركّز بكاتيونات الهيدرونيوم من حمض ضعيف؟ فسّر إجابتك.
16. إذا كان هناك مادة مصنّفة بحسب برونستد - لوري كمادة قاعدية، هل يمكنك الاستنتاج أنّ هذه المادة هي أيضاً قاعدية بالنسبة لأرهينيوس؟

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 وأشر إلى الأزواج المرافقة .
21. اكتب المعادلة التي تظهر أن HClO_3 هو حمض أرهينيوس في الماء .
22. عند إذابة 2 mol من الـ HCl في 1 L من الماء ، تبين 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 ، تبين 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 .

اختر مهاراتك

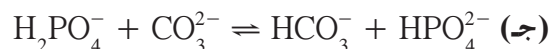
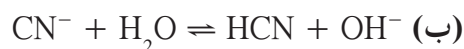
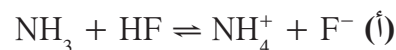
1. احسب قيمة pH لكلّ محلول من المحاليل التالية وحدّد إن كان كلّ منها حمضاً أو قاعدة .
- (أ) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$ (ب) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$
- (ج) $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$ (د) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$
2. ما هي قيمة تركيزات أنيون الهيدروكسيد للمحاليل التي لها قيم pH التالية؟
- (أ) 4 (ب) 8 (ج) 12
3. احسب قيمة pH أو $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لكلّ 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 المركّبين التاليين في الماء:
- (أ) هيدروكسيد البوتاسيوم (ب) هيدروكسيد المغنيسيوم
6. اكتب تعبيراً لـ K_a لكلّ حمض من الأحماض التالية علماً أن ذرّة هيدروجين واحدة فقط تتأين .
- (أ) HF (ب) H_2CO_3

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.
- (أ) ClO_2^- (ب) H_2O (ج) H_2PO_4^- (د) NH_3
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.
- (أ) $\text{KOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$ (ب) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
13. أثبت العلاقة $\text{pOH} + \text{pH} = 14$.
14. يتغير ثابت تأين الماء K_w بتغير درجة الحرارة كما هو موضح في الجدول أدناه:

درجة الحرارة (°C)	K_w	pH
0	1.137×10^{-15}	
10	2.917×10^{-15}	
20	6.807×10^{-15}	
30	1.469×10^{-14}	
40	2.917×10^{-14}	
50	5.470×10^{-14}	

- (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، قُدّر pH للماء عند 15°C .
- (ج) عند أي درجة حرارة تساوي قيم pH للماء 6.85 تقريباً؟

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 عصير 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. وضّح في جدول الموادّ النشطة في كلّ منظّف وتوقع ما إذا كان المنظّف حمضاً أو قاعدة. وإذا وافق معلّم الفصل على تصميمك التجريبي، قم بقياس الـ pH لها لترى ما إذا كانت توقعاتك صحيحة.
- تنشأ بعض الكهوف عندما تذوب ترسيبات الحجر الجيري تحت سطح الأرض، وقد تجفّ ويصبح الكهف كبيراً بعد سنين عديدة، وذلك إذا كانت الصخور الفوقية ثابتة. أجرِ بحثاً لمعرفة أيّ حمض من الأحماض يمكن أن يذيب الحجر الجيري وما هو مصدر هذا الحمض.

[illegible]

ثوابت التأيّن لبعض الأحماض الشائعة عند 25°C

ثوابت التأيّن			قوة الحمض	الصيغة الكيميائية	اسم الحمض
K_{a_3}	K_{a_2}	K_{a_1}			
		تأين بشكل تام	قوي	HCl	حمض الهيدروكلوريك
		تأين بشكل تام	قوي	HI	حمض الهيدرويودييك
		تأين بشكل تام	قوي	HBr	حمض الهيدروبروميك
		تأين بشكل تام	قوي	HClO ₄	حمض البيركلوريك
		تأين بشكل تام	قوي	HClO ₃	حمض الكلوريك
		تأين بشكل تام	قوي	HNO ₃	حمض النيتريك
		تأين بشكل تام	قوي	H ₂ SO ₄	حمض الكبريتيك
		6.7×10^{-4}	ضعيف	HF	حمض الهيدروفلوريك
		4.9×10^{-10}	ضعيف	HCN	حمض الهيدروسيانيك
		3.0×10^{-8}	ضعيف	HClO	حمض الهيبوكلوروز
		2.5×10^{-9}	ضعيف	HBrO	حمض الهيبوبروموز
		4.5×10^{-4}	ضعيف	HNO ₂	حمض النيتروز
	1×10^{-14}	1.1×10^{-7}	ضعيف	H ₂ S	حمض الهيدروكبريتيك
	4.8×10^{-11}	4.3×10^{-7}	ضعيف	H ₂ CO ₃	حمض الكربونيك
4.8×10^{-13}	6.2×10^{-8}	7.5×10^{-3}	ضعيف	H ₃ PO ₄	حمض الفوسفوريك
		1.8×10^{-4}	ضعيف	HCOOH	حمض الفورميك
		1.8×10^{-5}	ضعيف	CH ₃ COOH	حمض الأسيتيك
		1.3×10^{-5}	ضعيف	CH ₃ CH ₂ COOH	حمض البروبانويك
		6.3×10^{-5}	ضعيف	C ₆ H ₅ COOH	حمض البنزويك
	5.1×10^{-5}	5.6×10^{-2}	ضعيف	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{COOH} \end{array}$	حمض الأوكساليك

ثوابت التأيّن لبعض القواعد الشائعة عند 25°C

ثوابت التأيّن			قوة القاعدة	الصيغة الكيميائية	اسم القاعدة
K_{b_3}	K_{b_2}	K_{b_1}			
		تأين بشكل تام	قوي	NaOH	هيدروكسيد الصوديوم
		تأين بشكل تام	قوي	KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم
		تأين بشكل تام	قوي	LiOH	هيدروكسيد الليثيوم
		تأين بشكل تام	قوي	RbOH	هيدروكسيد الروبيديوم
		تأين بشكل تام	قوي	CsOH	هيدروكسيد السيزيوم
		تأين بشكل تام	قوي	Ba(OH) ₂	هيدروكسيد الباريوم
		تأين بشكل تام	قوي	Mg(OH) ₂	هيدروكسيد المغنيسيوم
		تأين بشكل تام	قوي	Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم
		1.8×10^{-6}	ضعيف	NH ₃	محلول الأمونيا
		1.3×10^{-6}	ضعيف	N ₂ H ₄	هيدرازين
		4.4×10^{-4}	ضعيف	CH ₃ NH ₂	ميثيل أمين
		6.4×10^{-4}	ضعيف	C ₂ H ₅ NH ₂	إيثيل أمين
		4.3×10^{-10}	ضعيف	C ₆ H ₅ NH ₂	أنيلين

[illegible]