



# الكيمياء

مدرسة قطر التقنية الثانوية

كتاب الطالب  
المستوى الثاني عشر

**CHEMISTRY**  
STUDENT BOOK

GRADE

**12**

الفصل الدراسي الثاني  
SECOND SEMESTER



© وزارة التربية والتعليم والتعليم العالي في دولة قطر

يخضع هذا الكتاب لقانون حقوق الطباعة والنشر، ويخضع للاستثناء التشريعي المسموح به قانوناً ولأحكام التراخيص ذات الصلة.

لا يجوز نسخ أي جزء من هذا الكتاب من دون الحصول على الإذن المكتوب من وزارة التربية والتعليم والتعليم العالي في دولة قطر.

تم إعداد الكتاب بالتعاون مع شركة تكنولاب.

التأليف: فريق من الخبراء بقيادة الدكتور توم سو وبالتعاون مع شركة باسكو العلمية.

الترجمة: مطبعة جامعة كامبريدج.



حضرة صاحب السمو الشيخ تميم بن حمد آل ثاني  
أمير دولة قطر

## النشيد الوطني

قَسَمًا بِمَنْ رَفَعَ السَّمَاءَ	قَسَمًا بِمَنْ نَشَرَ الضِّيَاءَ
قَطْرٌ سَتَبَقَى حُرَّةً	تَسْمُو بِرُوحِ الْأَوْفِيَاءِ
سِيرُوا عَلَى نَهْجِ الْأَلَى	وَعَلَى ضِيَاءِ الْأَنْبِيَاءِ
قَطْرٌ بِقَلْبِي سِيرَةٌ	عِزٌّ وَأَمْجَادُ الْإِبَاءِ
قَطْرُ الرِّجَالِ الْأَوَّلِينَ	حُمَاتُنَا يَوْمَ النَّدَاءِ
وَحَمَائِمُ يَوْمَ السَّلَامِ	جَوَارِحُ يَوْمِ الْفِدَاءِ







وزارة التربية والتعليم والتعليم العالي  
Ministry of Education and Higher Education  
دولة قطر • State of Qatar

## المراجعة والتدقيق العلمي والتربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التعلم

إدارة التقييم

خبرات تربوية وأكاديمية من المدارس

## الإشراف العلمي والتربوي

إدارة المناهج الدراسية ومصادر التعلم

يعدّ كتاب الطالب مصدراً مثيراً لاهتمام الطلاب من ضمن سلسلة كتب العلوم لدولة قطر، فهو يستهدف جميع المعارف والمهارات التي يحتاجون إليها للنجاح في تنمية المهارات الحياتية وبعض المهارات في المواد الأخرى.

وبما أننا نهدف إلى أن يكون طلابنا مميزين، نودّ منهم أن يتّسموا بما يأتي:

- البراعة في العمل ضمن فريق.
- امتلاك الفضول العلميّ عن العالم من حولهم، والقدرة على البحث عن المعلومات وتوثيق مصادرها.
- القدرة على التفكير بشكلٍ ناقدٍ وبنّاء.
- الثقة بقدرتهم على اتّباع طريقة الاستقصاء العلميّ، عبر جمع البيانات وتحليلها، وكتابة التقارير، وإنتاج الرسوم البيانية، واستخلاص الاستنتاجات، ومناقشة مراجعات الزملاء.
- الوضوح في تواصلهم مع الآخرين لعرض نتائجهم وأفكارهم.
- التمرّس في التفكير الإبداعيّ.
- التمسك باحترام المبادئ الأخلاقية والقيم الإنسانية.

يتجسّد في المنهج الجديد العديد من التوجّهات مثل:

- تطوير المنهج لجميع المستويات الدراسية بطريقة متكاملة، وذلك لتشكيل مجموعة شاملة من المفاهيم العلمية التي تتوافق مع أعمار الطلاب، والتي تسهم في إظهار تقدّمهم بوضوح.
- مواءمة محتوى المصادر الدراسية لتتوافق مع الإطار العام للمنهج الوطني القطريّ بغية ضمان حصول الطلاب على المعارف والمهارات العلمية وتطوير المواقف (وهو يُعرف بالكفايات) ممّا يجعل أداء الطلاب يصل إلى الحدّ الأقصى.
- الانطلاق من نقطة محورية جديدة قوامها مهارات الاستقصاء العلميّ، ما أسّس للتنوّع في الأنشطة والمشاريع في كتاب الطالب.
- توزّع المعرفة والأفكار العلمية المخصّصة لكلّ عام دراسيّ ضمن وحدات بطريقة متسلسلة مصمّمة لتحقيق التنوّع والتطوّر.

■ تعدّد الدّروس في كلّ وحدة، بحيث يعالج كلّ درس موضوعاً جديداً، منطلقاً ممّا تمّ اكتسابه في الدّروس السابقة.

■ إتاحة الفرصة للطلّاب، في كلّ درسٍ، للتحقّق الدّائيّ من معارفهم ولممارسة قدرتهم على حلّ المشكلات.

■ احتواء كلّ وحدة على تقويم للدّرس وتقويم الوحدة التي تمكّن الطّلاب والأهل والمدرّسين من تتبّع التّعلّم والأداء.

العلوم مجموعة من المعارف التي تشمل الحقائق والأشكال والنّظريّات والأفكار. ولكنّ العالم الجيّد يفهم أنّ «طريقة العمل» في العلوم أكثر أهمّيّة من المعرفة التي تحتويها.

سوف يساعد هذا الكتاب الطّلاب على تقدير جميع هذه الأبعاد واعتمادها ليصبحوا علماء ناجحين وليواجهوا مجموعة واسعة من التّحدّيات في حياتهم المهنيّة المستقبلية.

## مفتاح كفايات الإطار العام للمنهج التّعليمي الوطني لدولة قطر

الاستقصاء والبحث



التّعاون والمشاركة



التّواصل



التّفكير الإبداعيّ والناقد



حلّ المشكلات



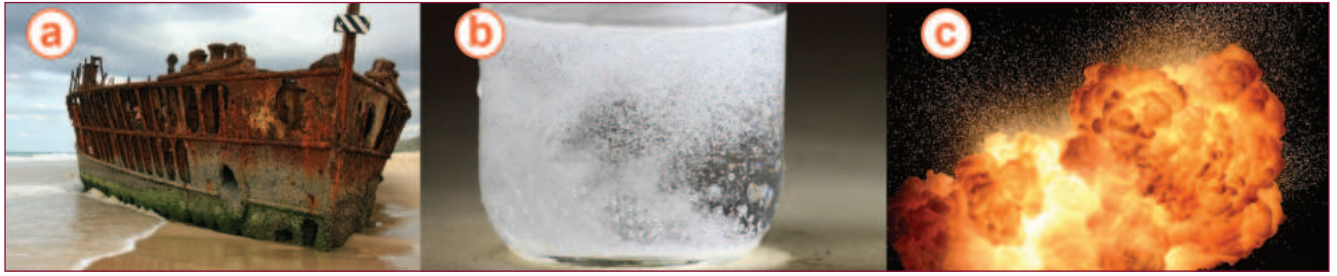
الكفاية العددية



الكفاية اللغويّة



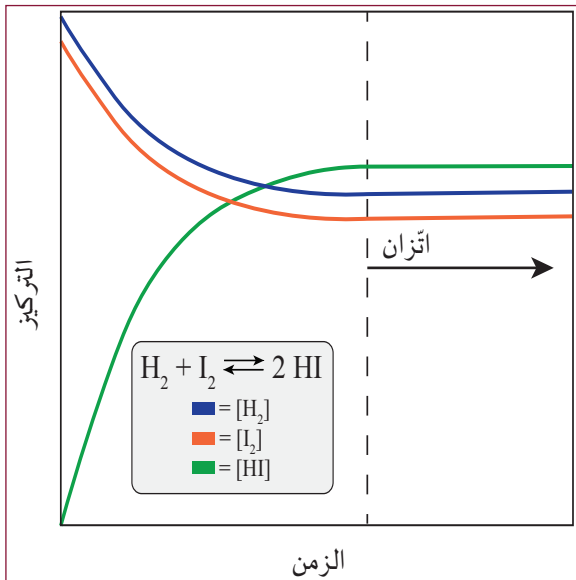
سوف نركّز خلال هذا الفصل الدراسي على التفاعلات الكيميائية لجهة سرعتها والميكانيكيّات المتعلقة بها بالإضافة إلى الاتزان المرتبط بها. تتعلق الوحدة الأولى بالكيمياء الحركية أي المجال الذي يختصّ بدراسة سرعة التفاعلات الكيميائية، ويشرح الميكانيكيّات التي تحدث من خلالها، ويتعرف معادلات حساب سرعة التفاعل. لكن لماذا من المهمّ لنا دراسة هذه التفاعلات وما المفيد في معرفة سرعتها؟ إنّ التفاعلات الكيميائية جزءاً أساسياً من حياتنا اليومية. فهي تحدث باستمرار وقد تستغرق آلافاً من السنين أو أجزاءً من الثانية. قد تؤدي بعض التفاعلات البطيئة إلى تلف موادّ معينة بصورة نهائية مثل صدأ الحديد أو تتسبّب بعض التفاعلات الفائقة السرعة بانفجار خطير كما يحدث عند تزويد خليط من الأكسجين والأستيلين بشرارة ممّا قد يؤدي إلى حدث يهدّد سلامة البشر.



سرعة التفاعلات عندما تكون (a) بطيئة، و (b) سريعة، و (c) سريعة جداً.

1.4	سرعة التفاعل	السرعة	سرعة التفاعل
	عدد المولات (A) في المعادلة الموزونة	n	
	التغير في تركيز المادة (A) بوحدة (M)	$\Delta[A]$	
	التغير في الزمن (s, min, hr, yrs) (t)	$\Delta t$	

$$\text{السرعة} = \frac{1}{n} \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$



تفاعل يكون حالة اتزان.

بعد الانتهاء من دراسة سرعة التفاعلات بشكل عام، تتطرق الوحدة الثانية إلى حالة الاتزان عندما تكون سرعة التفاعل الطردي مساوية لسرعة التفاعل العكسي في نظام مغلق. حين يتعرّض نظام ما في حالة اتزان لمؤثر خارجي، فإن موضع الاتزان يُزاح نحو الاتجاه الذي يؤدي إلى تقليل أثر هذا المؤثر أو إلغائه، ليعود إلى حالة اتزان جديدة. يتأثر الاتزان بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة، وأيضاً بتغير الحرارة، كما يتأثر بتغير الضغط فقط في التفاعلات الغازية.

## بعض أقسام هذا الكتاب

### أسئلة للمناقشة

ما السمتان اللتان يجب أن تمتلكهما جميع المواد الأمفوتيرية؟



أسئلة المناقشة تزود طلاب الصف بفرصة مناقشة المفاهيم والمعلومات الجديدة.

### الرّسوم التّوضيحية

مفاهيم مهمّة

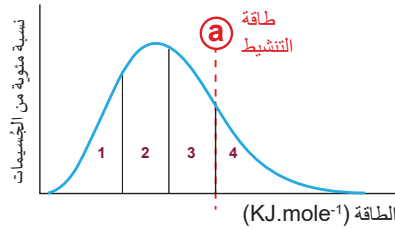
وبيانات وأمثلة على

كل فكرة جديدة

معروضة من خلال

الإيضاحات المُفصّلة

والشروحات



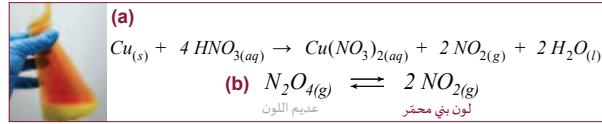
### شريط الأفكار المهمّة

تحديد النقاط الرئيسيّة وتذكّرها.

سُرعة التفاعل هي التغيّر في تركيز المادّة الناتجة أو المتفاعلة في وحدة الزمن.

### العلاقات والمعادلات

مُثلت المعادلات الكيميائية بشكل واضح مع احتوائها على رموز مُلوّنة تُمثّل المعلومات المهمّة.

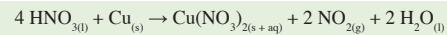


### الأمثلة

تُظهر الأمثلة جميع خطوات الحلّ والتفسير للحصول على حسابات صحيحة.

مثال 1

يتفاعل حمض النيتريك مع النحاس بحسب المُعادلة الآتية



احسب سُرعة التفاعل بين 5 min و 10 min من الرسم البياني الوارد في الشكل 4-6.

الحل

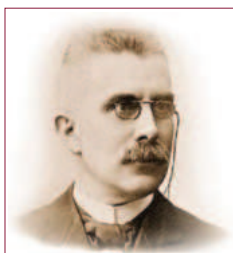
### العلم والعلماء

تمّ تطوير معارفنا العلميّة على مدى أكثر من ثلاثة آلاف عام. نُطلّعنا هذه المقالات على إلهام الإنسان وتبصّره في التعامل مع العلم والتكنولوجيا. وستتعرف إلى أشخاص رائعين في هذه الصفحات.

إضاءة على عالم



هنري لويس لو شاتيليه Henry Louis Le Chatelier 1850-1936 م



ولد هنري لويس لو شاتيليه (الشكل 5-49) في باريس بتاريخ 8 أكتوبر 1850 للوالديه لويس ولويس لو شاتيليه. كان له أربعة إخوة وأخت واحدة. قامت والدتهم بتربيتهم، كما يصفها لو شاتيليه، في «نظام صارم للغاية»، حافظ عليه في منهجه للبحث العلمي. كان والده مهندس مواد. وعلى الرغم من أن هنري قد درس الهندسة في فرنسا واهتمّ بحلّ المُشكلات الصناعية، فإنّه اختار تدريس الكيمياء. تزوّج من جينيفيف نيكولا، وأنجب منها سبعة أولاد.



التدرُّب العملي من خلال المُختبر والمشاريع  
البحثية وسواهما من الأنشطة التي تُرسِّخ  
معاني الأفكار الجديدة وتطوِّر العمل  
المخبري.

## تقويم الدرس

يتميّز كل درس بعرض يحتوي على الأسئلة التي تُغطّي جميع المفاهيم والمعلومات في هذا الدرس.

## مراجعة الوحدة

ملخص قصير عند نهاية كل وحدة،  
وهو مرجع سريع للأفكار والمصطلحات  
الرئيسية.

## تقويم الوحدة

زُوِّدَتْ كُلُّ وَاحِدَةٍ بِمَجْمُوعَةٍ مِنَ الْأَسْئَلَةِ ذَاتِ  
الْخِيَارَاتِ الْمُتَعَدِّدَةِ كَعَيِّنَةِ تَحْضِرِ الطَّالِبِ  
لِلْإِخْتِبَارِ نَمُودَجِي.

## تقويم الوحدة

أسئلة الإجابات القصيرة وأسئلة الإجابات المطوّلة بُنيتا على مستويات ثلاثة من الصعوبة في نهاية كل وحدة.

X

## الوحدة 4 الكيمياء الحركيّة

تُختصّ الكيمياء الحركية بدراسة سرعة التفاعلات الكيميائية، وتشرح الميكانيكيّات التي تحدث من خلالها تلك التفاعلات. تزداد سرعة التفاعل بارتفاع درجة الحرارة، وزيادة التركيز، وزيادة مساحة السطح، ووجود العامل الحفّاز، وزيادة الضغط في التفاعلات الغازية. سوف تتناول هذه الوحدة دراسة كمّية للكيمياء الحركية. يُناقش الدرس 1 سرعة التفاعلات الكيميائية ونظرية التصادم والعوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي

## الوحدة 5 الاتّزان

يُعَدّ الاتّزان الكيميائي مفهومًا حاسمًا في كل من التكنولوجيا والعالم الطبيعي. يقدّم الدرس الأوّل مفهوم الاتّزان، وتتمّ فيه مناقشة مبدأ لوشاتيليه (Le Chatelier's Principle) الذي يُبيّن كيفية استجابة الأنظمة المُتّزنة لمؤثّرات مختلفة، كالتغيّرات في التركيز ودرجة الحرارة والحجم والضغط. ويتناول الدرس الثاني كيفية كتابة ثابت الاتّزان ( $K_{eq}$ )، وكيفية حساب قيمته. ويتضمّن الدرس الثالث تدريبات حول مفهوم الاتّزان في موضوعات مختلفة، مثل الرقم الهيدروجيني pH للمحاليل الحمضية والقاعدية، وعمليات مُعايرة الحمض -القاعدة، وأدلة الحمض -القاعدة، والمحاليل المنظّمة.

## الوحدة 6 حساب التغيّرات في المُحتوى الحراري

المحتوى الحراري هو شكل من أشكال الطاقة التي تتأثّر بدرجة الحرارة والضغط والحجم. يصاحب التفاعلات الماصّة للطاقة الحراريّة والتفاعلات التي تُطلق الطاقة الحراريّة تدفقًا للمحتوى الحراري بشكل متبادل بين النظام والوسط المحيط.

## الإنّتروبي (العشوائية) والطاقة الحرة

### 7 الوحدة

يعرّف الدرس 1-7 الطالب على مفهوم الإنّتروبي من حيث مفهومي الحالات المجهرية والعينية. تمّ كذلك تعريف القانون الثاني للديناميكا الحرارية.

## تقنيات التحليل الحديثة

### 8 الوحدة

يناقش الطالب في الدرس 1-8 تقنيّات تحليل مطياف الكتلة من أجل تحديد الصيغة الكيميائية لمادّة ما.



## 2 ..... الكيمياء الحركية

4 ..... نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي

## 4 الوحدة

الدرس 1-4

## 14 ..... الاتزان

16 ..... مفهوم الاتزان وثابت الاتزان  $K_{eq}$

27 ..... مبدأ لوشاتيليه

43 ..... الاتزان في المحاليل الحمضية والقاعدية

## 5 الوحدة

الدرس 1-5

الدرس 2-5

الدرس 3-5

## 68 ..... حساب التغيرات في المحتوى الحراري

70 ..... المحتوى الحراري

## 6 الوحدة

الدرس 1-6

## 94 ..... الإنتروبي (العشوائية) والطاقة الحرة

96 ..... الإنتروبي (s)

## 7 الوحدة

الدرس 1-7

## 112 ..... تقنيات التحليل الحديثة

114 ..... مطياف الكتلة

## 8 الوحدة

الدرس 1-8



# الوحدة 4

## الكيمياء الحركية

### Chemical Kinetics

في هذه الوحدة

**C1205**  
**C1206**

الدرس 1-4: نظرية التصادم وسرعة التفاعل

## مُقدِّمة الوحدة

تَخْتَصُّ الكيمياء الحركية بدراسة سُرعة التفاعلات الكيميائية، وتشرح الميكانيكيات التي تحدث من خلالها تلك التفاعلات. سوف نتذكَّر العوامل المؤثِّرة في سُرعة التفاعلات، حيث تزداد سُرعة التفاعل بارتفاع درجة الحرارة، وزيادة التركيز (زيادة الضغط في التفاعلات الغازية)، وزيادة مساحة السطح، ووجود العامل الحفَّاز. سوف تتناول هذه الوحدة دراسة كميَّة للكيمياء الحركية.

يُنَاقِشُ الدرس 1 سرعة التفاعلات الكيميائية ونظرية التصادم والعوامل المؤثِّرة على سرعة التفاعل الكيميائي

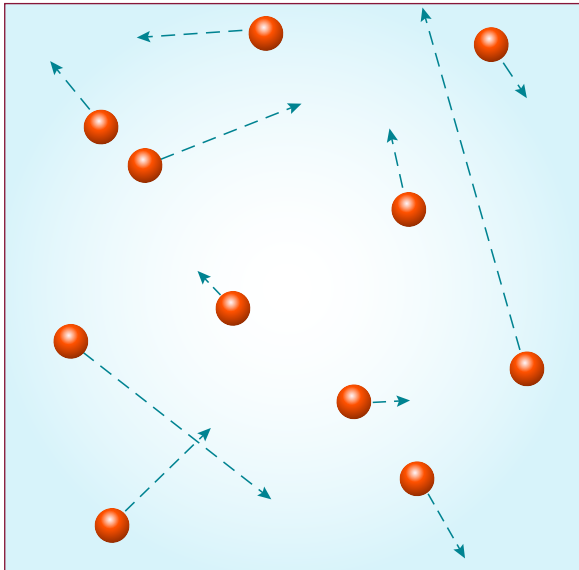
# الدرس 1-4

## نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي

### Collisions Theory and Reaction Rate



الشكل 1-4 جيمس كليرك ماكسويل.



الشكل 2-4 تتحرك الجسيمات في عينة من الغاز بسرعات مختلفة.

لم يشهد القرن التاسع عشر موافقة جميع العلماء على وجود الذرات، فقد طرح علماء الذرة وغيرهم نظريات كثيرة لتفسير سلوك المادة، ودراسة الملاحظات التي تم أخذها من التفاعلات الكيميائية وسرعتها. وقد رأى واضعو النظريات الذرية في ذلك الوقت أن الجسيمات جميعها التي تكوّن الغاز تتحرك بالسرعة نفسها. وقد نفّذ العالم جيمس كليرك ماكسويل الشكل (1-4) طرائق الاحتمالات والإحصائيات ليوضح أن سرعات الجسيمات لها توزيع يمكن توقّعه، بحيث يتراوح مدى السرعات بين البطيئة جدًا والسرعة للغاية الشكل (2-4). وقد عمّم هذه النظرية في وقت لاحق العالم لودفيج بولتزمان.

### مخرجات التعلم

**C1205.1** يعرف أن التفاعلات المختلفة

تحدث بسرعات مختلفة، ويفسر

سرعة التفاعل من خلال تصادمات

الجسيمات، وطاقة الجسيمات.

### المفردات



Collision theory

نظرية التصادم

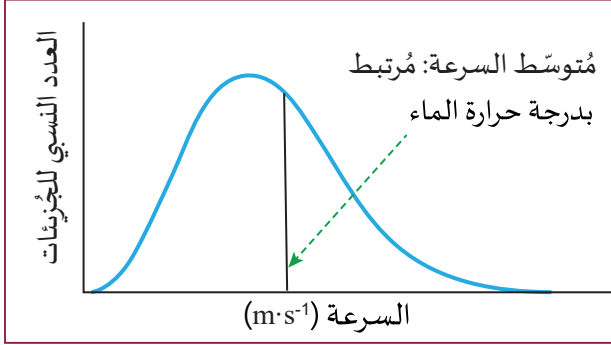
Activation Energy

طاقة التنشيط

## هل يمكن تجميد الماء عند الغليان؟



الإجابة هي: نعم! وأساس فهم ذلك هو أن درجة الحرارة تقيس مُعدّل سرعة الجُزيئات المُتحرّكة. فالجُزيئات في عيّنة من الماء، تتحرّك عند أي درجة حرارة تقريبًا بمدى واسع من السرعات. ويرتبط مُتوسّط السرعة بدرجة حرارة الماء (الشكل 3-4)، فغليان الماء يتمّ في الغالب بتسخينه.



الشكل 3-4 مُتوسّط السرعة مُرتبط بدرجة حرارة الماء.

إن أسرع الجُزيئات حركة ستُغادر السائل وتدخل في الحالة الغازية. أما أبطأ الجُزيئات حركة، والتي ظلّت خلفها، فتمتصّ الطاقة الحرارية، وتحلّ محلّ أسرع الجُزيئات حركة إلى أن تغلي هي أيضاً وتُغادر السائل. إذا استمرّ تسخين السائل لمُدّة زمنية كافية، فإنّ جُزيئاته جميعها تغلي وتستمرّ في المغادرة، ولكن بمُتوسّط سرعة ثابت للجُزيئات جميعها. ولهذا، تبقى درجة الحرارة ثابتة أثناء عملية الغليان.

ويمكن غلي الماء من دون تسخينه، وذلك بخفض الضغط الواقع عليه إلى أن يتساوى مع ضغط بخار الماء. فإذا تمّ وضع الماء في غرفة تفريغ (الشكل 4-4) وخُفّض الضغط، فإنّ الماء يبدأ بالغليان.



الشكل 4-4 كأس ماء في وعاء تفريغ الهواء.

ومرّة أخرى، فإن أسرع الجُزيئات حركة فقط هي التي تتمكّن من الدخول في الحالة الغازية.

وعلى العكس من عملية غلي الماء بتسخينه، فإن جزيئات الماء ذات الحركة الأبطأ لن تمتصّ الطاقة لتتحرّك بشكل أسرع و بالتالي ستنخفض درجة حرارتها.

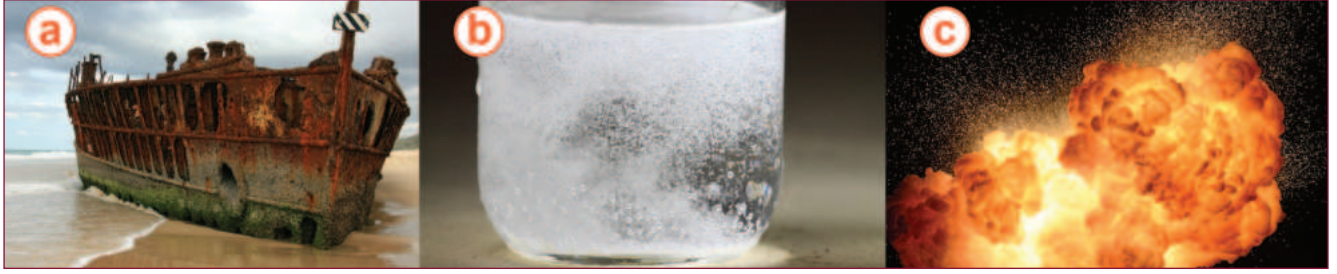
ومع استمرار خفض الضغط، فإنّ الماء يبدأ بالغليان وتنتقل أسرع الجزيئات إلى الحالة الغازية بينما تستمر درجة الحرارة بالانخفاض وينخفض أيضاً متوسط سرعة الجزيئات إلى أن يصبح في النهاية عند درجة حرارة مقدارها 0°C.

وكم من المدهش أن ترى حينها كيف يتجمد الماء بشكل فوري.



## سُرعة التفاعل

من المشاهد التي نألفها جميعاً ذلك التفاعل الذي يتحد فيه الأكسجين مع الحديد لتكوين الصدأ بوجود الرطوبة. فالحديد أو الفولاذ الذي يُصنع منه أي قارب يرسو في ميناء الدوحة، يجب حمايته لمنع حدوث الصدأ. ومع ذلك، فعندما نضع برغياً (مسماراً) مصنوعاً من الحديد في الماء، ونراقبه، فإننا لا نلاحظ أنَّ شيئاً قد تغيّر، لأن ذلك التفاعل لا يحدث سريعاً مقارنة بما يحدث في عملية إضافة ملعقة صغيرة من صودا الخبز إلى الخل، فهذا التفاعل يحدث في الحال، ويستغرق حدوثه دقائق فقط ليكتمل. وهناك تفاعل أسرع: عند تعريض خليط مُكوّن من الأكسجين وغاز الأسيتيلين (الإيثاين) لشرارة يحدث تفاعل خلال أجزاء من الثانية، وقد يؤدي إلى حدوث انفجار خطير.



**الشكل 5-4** تختلف التفاعلات في سرعتها فقد تكون (a) بطيئة، و (b) سريعة، و (c) سريعة جداً. إنَّ صدأ الحديد تفاعل بطيء إلى حدٍّ ما، أمّا تفاعل الأسيتيلين مع الأكسجين بشرارة فهو تفاعل سريع للغاية. وفي الطبيعة والعمليات الصناعية المتنوعة، نجد مدًى واسعاً من سُرعة التفاعلات التي قد يستغرق حدوثها آلافاً من السنين أو أجزاء من الثواني.

### سُرعة التفاعل هي التغيّر في تركيز المادّة الناتجة أو المتفاعلة في وحدة الزمن.

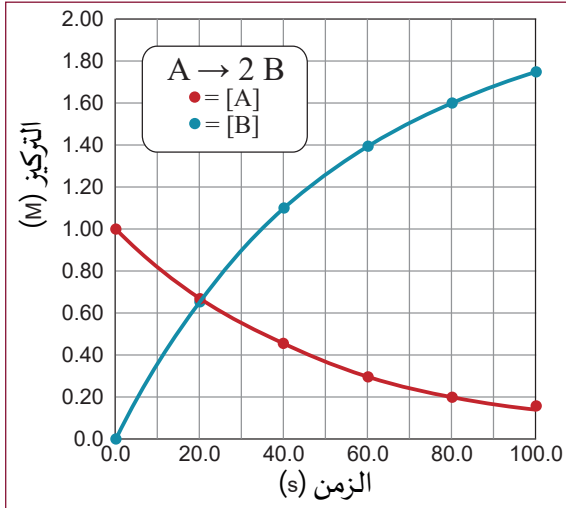
**تعريف سُرعة التفاعل:** هي التغيّر في تركيز إحدى المواد المتفاعلة (أو إحدى المواد الناتجة) في وحدة الزمن المُعادلة (4 - 1). وتتنوع وحدات التركيز بتنوع استخدامه، فالاختيار الشائع لوحدة تركيز المحاليل هي المولارية (M) أو (mol/L)، والضغط الجزئي للغازات (atm). وبسبب تنوع سُرعة التفاعلات بشكل كبير، فقد تنوّعت وحدات الزمن الشائعة، والتي تتضمن الثواني (s)، والدقائق (min)، والساعات (hr)، والسنين (yr).

سُرعة التفاعل		1.4
عدد مولات المادّة (A) في المعادلة الموزونة	n	$\text{سرعة التفاعل} = \frac{1}{n} \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$
التغيّر في تركيز المادّة (A) بوحدة (M)	$\Delta[A]$	
التغيّر في الزمن (t) (s, min, hr, yr)	$\Delta t$	

لتحديد سُرعة التفاعل، نقيس التغيّر في أحد العوامل الآتية:

- التغيّر في الكتلة عند استهلاك المادّة المتفاعلة، أو تكوّن المادّة الناتجة.
- سُرعة التغيّر في لون المحلول.
- سُرعة التغيّر في الرقم الهيدروجيني pH.
- سُرعة انطلاق الطاقة عن طريق التغيّرات في درجة الحرارة والضغط.
- سُرعة التغيّر في حجم الغاز (للتفاعلات المحتوية على غازات).

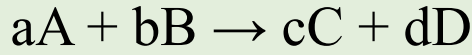
## سُرعة التفاعل- تابع



الشكل 6-4 التركيز مُقابل الزمن.

عند وضع المواد المُتفاعلة في وعاء التفاعل يكون التركيز الابتدائي للمواد الناتجة فيه صفراً. مع مضي الزمن، ستتناقص تراكيز المواد المُتفاعلة، وتزداد تراكيز المواد الناتجة. يُبين الشكل (4-6) كيف تتغير تراكيز المادة المُتفاعلة «A» والمادة الناتجة «B» للتفاعل الكيميائي:  $A \rightarrow 2B$ . تذكر أن الصيغة الكيميائية، عندما تكون موضوعة بين قوسين مُرتعين [ ]، فإنها ترمز إلى مولارية (تركيز) تلك المادة.

تستخدم معادلات حساب سرعة التفاعل لتوقع قيم سرعة التفاعلات أو تركيز المواد المُتفاعلة أو الناتجة بشكل كمي. ففي مُعادلة التفاعل الكيميائي العامة الآتية:



حيث يُمثل كل من A و B المُتفاعلات، C و D النواتج. أما a, b, c, d فهي المُعاملات (تُمثل عدد المولات في المعادلة الموزونة).

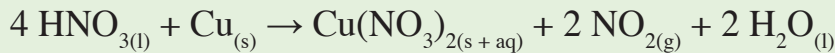
يمكن حساب قيمة سرعة التفاعل من حيث سرعة اختفاء المواد المُتفاعلة أو سرعة ظهور المواد الناتجة على النحو الآتي:

$$\text{سرعة التفاعل} = -\frac{1}{a} \times \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \times \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \times \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \times \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

• تكون قيمة سرعة التفاعلات موجبة دائماً. بما أن التغير في تركيز المواد المُتفاعلة ذو قيمة سالبة (التركيز النهائي - التركيز الابتدائي)، يتم وضع إشارة سالبة في التعبير الرياضي لسرعة التفاعل للدلالة على نقص تركيز المواد المُتفاعلة مع مرور الزمن.

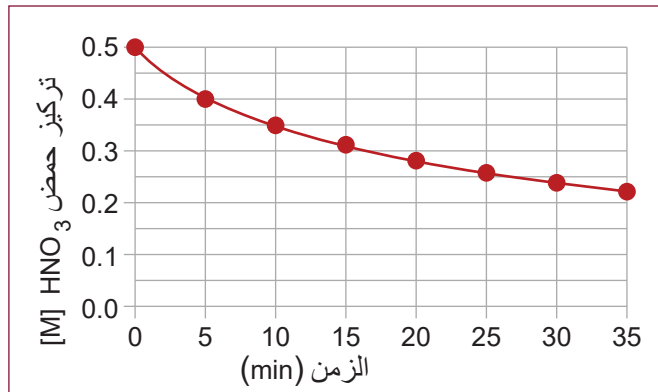
### مثال 1

يتفاعل حمض النيتريك مع النحاس بحسب المُعادلة الآتية:



احسب سرعة التفاعل بين 5 min و 10 min باستخدام الرسم البياني الوارد في الشكل (4-7).

### الحل



الشكل 7-4 رسم بياني لسرعة التفاعل.

يُمثل حمض النيتريك المادة المُتفاعلة، التي يُساوي مُعاملها (4)، وبما أن تركيز المادة المتفاعلة يتناقص مع الزمن توضع إشارة سالبة في معادلة السرعة. عندها، ستكون سرعة التفاعل بين

$$\text{سرعة التفاعل} = -\frac{1}{n} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{5 min و 10 min}$$

$$= -\left(\frac{1}{4}\right) \left( \frac{0.35 - 0.40}{5 \text{ min}} \right)$$

$$= 0.0025 \text{ M/min}$$

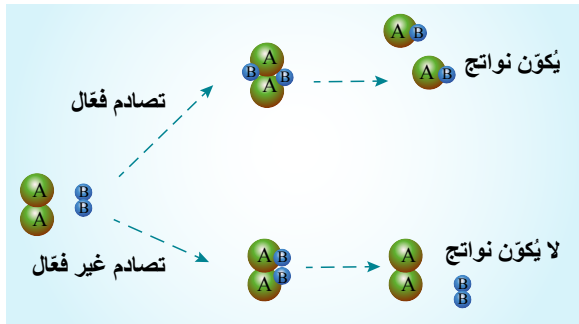
## نظرية التصادم

يمكن تفسير كيفية حدوث التفاعلات الكيميائية اعتماداً على "نظرية التصادم" **Collision theory** التي تنص على أن جسيمات المواد المتفاعلة في حالة حركة عشوائية ومستمرة، لذلك فإنها تتصادم مع بعضها البعض. وتفترض نظرية التصادم الآتي:

أن التفاعل الكيميائي يحدث نتيجة لتصادم جسيمات المواد المتفاعلة مع بعضها البعض. لكي يحدث تفاعل كيميائي ما، ويعطي نواتج يجب أن تتصادم جزيئات المواد المتفاعلة تصادمات فعّالة مع بعضها البعض وذلك بتوفر شرطين هما:

1. يجب أن يكون لدى الجزيئات المتصادمة كمية كافية من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل. وتسمى هذه الطاقة "طاقة التنشيط" **Activation energy** وهي الحد الأدنى من الطاقة التي يجب أن تمتلكها الجسيمات لكي تتفاعل عند التصادم.

2. يجب أن تتصادم الجسيمات في الاتجاه الفراغي المناسب لأن الجسيمات التي تصطدم وهي في اتجاه فراغي غير مناسب لا تتفاعل مع بعضها حتى لو كانت تمتلك طاقة التنشيط.



يمكن أن يكون التصادم فعالاً وينتج عنه تفاعل كيميائي عند توافر طاقة التنشيط المناسبة والاتجاه الفراغي الصحيح أو يكون تصادم غير فعال إذا لم يتوفر أي من الشرطين أو كلاهما. الشكل (4-8).

### العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل: الشكل 4-8 نظرية التصادم.

1. **طبيعة المواد المتفاعلة:** تحدث التفاعلات الكيميائية نتيجة تكسير الروابط الكيميائية بين الذرات في المواد المتفاعلة ثم تكوين روابط كيميائية جديدة في المواد الناتجة. وبالتالي تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على أنواع وأعداد الروابط التي يتم كسرها والتي يتم تكوينها.

ويلاحظ بشكل عام أن تفاعل الأيونات أسرع من تفاعل الذرات، وتفاعل الذرات أسرع من تفاعل الجزيئات، كما أن تفاعل الجزيئات قليلة الروابط أسرع من تفاعل الجزيئات كثيرة الروابط.

كما تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي للعنصر على نشاطه أي موقعه في سلسلة النشاط الكيميائي. فعلى سبيل المثال يتفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك بسرعة أكبر من تفاعل الخارصين مع الحمض.

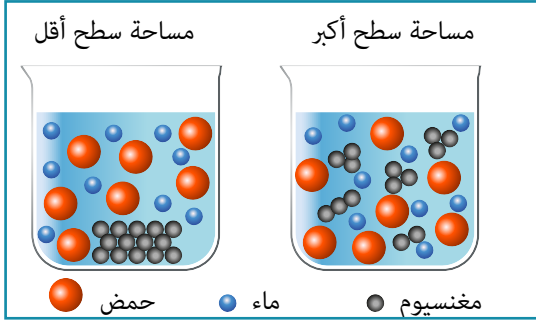
2. **تركيز المواد المتفاعلة:** تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة تركيز المواد المتفاعلة، حيث كلما زاد تركيز المادة المتفاعلة يزداد عدد الجسيمات في وحدة الحجم وبالتالي يزداد احتمال التصادم الفعال بين الجسيمات المتفاعلة. فعلى سبيل المثال، يزداد تركيز جزيئات الأكسجين النقي 5 مرات عن تركيزها في الهواء، تحت الضغط نفسه. لذلك فإن المواد تتأكسد بسرعة أكثر في الأكسجين النقي منها في الهواء. كما يؤثر الضغط في التفاعلات التي تحتوي على غازات، فإن زيادة الضغط عن طريق تقليل الحجم يؤدي إلى زيادة عدد جزيئات الغاز في وحدة الحجم مما يزيد التصادم الفعال بين جزيئات الغاز فتزيد سرعة التفاعل.



## العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعل - تابع

### 3. مساحة السطح المُعرّض للتفاعل: تعتمد سرعة تفاعل المواد الصلبة على مساحة السطح

المُعرّض للتفاعل. فكلما زادت مساحة السطح المُعرّض للتفاعل، زادت سرعة التفاعل بسبب زيادة عدد الجسيمات التي تتصادم تصادمات فعّالة الشكل (4-9).



فعلى سبيل المثال، نجد أن كمية من برادة الحديد (Fe) تتفاعل مع محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl)، بسرعة أكبر بكثير من سرعة تفاعل قطعة

حديد مماثلة في الكتلة والسبب أن مساحة السطح المعرض للتفاعل من برادة الحديد أكبر بكثير من مساحة السطح المعرض للتفاعل في قطعة الحديد وبالتالي يزداد عدد الجسيمات المتصادمة تصادمات فعّالة في حالة البرادة مع الحمض فتزداد سرعة التفاعل.

### 4. تأثير درجة الحرارة: إن ارتفاع درجة حرارة وسط التفاعل يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل، ويمكن

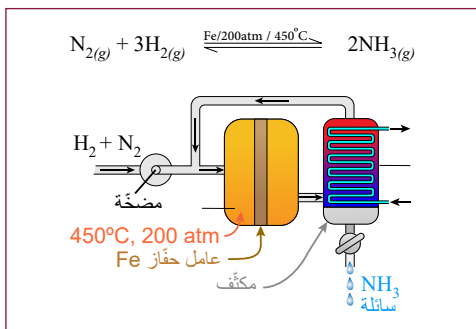
تفسير ذلك من خلال زيادة طاقة حركة الجسيمات المتفاعلة عند زيادة درجة الحرارة، مما يؤدي إلى زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط فيزداد عدد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل (علمًا بأن تغيّر درجة الحرارة لا يؤثر على قيمة طاقة التنشيط).

### 5. العوامل الحفّازة: العامل الحفّاز هو المادة التي تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي ولكنها لا تتغير عند انتهاء التفاعل.

كيف تزيد العوامل الحفّازة من سرعة التفاعل الكيميائي؟

إن العامل الحفّاز يقلل مقدار طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل، مما يؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط فتزيد سرعة التفاعل. وفي بعض الأحيان، تعمل العوامل الحفّازة على زيادة سرعة التفاعل مليون مرة أكثر من حدوث هذا التفاعل من دون عامل حفّاز وبخاصة في التفاعلات البيولوجية.

تميل سرعة التفاعل إلى الازدياد بارتفاع درجة الحرارة، وزيادة الضغط (للتفاعلات الغازية)، وزيادة التركيز وإضافة العامل الحفّاز المناسب وزيادة مساحة السطح المُعرّض للتفاعل.



يبين الشكل (4-10) كيف تستخدم هذه العوامل بالتفاعلات الصناعية، مثل طريقة إنتاج غاز الأمونيا بواسطة عملية هابر الصناعية، حيث تحتاج عملية هابر لصنع الأمونيا (NH<sub>3</sub>) إلى ضغط عالٍ 200 - 400 atm، ودرجة حرارة مرتفعة لا تزيد عن 450 °C وعامل حفّاز (الحديد) لزيادة سرعة التفاعل بشكل كافٍ لإنتاج الأمونيا تجاريًا.

الشكل 4-10 عملية هابر لإنتاج غاز الأمونيا.

1. أي من الظروف الآتية يعمل على زيادة سرعة التفاعل؟ 
- تصادّات قليلة، و طاقة تنشيط مُنخفضة
  - تصادّات قليلة، و طاقة تنشيط مُرتفعة
  - تصادّات كثيرة، و طاقة تنشيط مُنخفضة
  - تصادّات كثيرة، و طاقة تنشيط مُرتفعة
2. في أي من الحالات الآتية تتوقع أن تكون سرعة التفاعل بين فلز المغنيسيوم وحمض الكبريتيك  $H_2SO_4$  أكبر ما يمكن؟ 
- قطع من فلز المغنيسيوم مع حمض الكبريتيك (1M) عند  $25^\circ C$ .
  - قطع من فلز المغنيسيوم مع حمض الكبريتيك (1M) عند  $50^\circ C$ .
  - مسحوق فلز المغنيسيوم مع حمض الكبريتيك (2M) عند  $25^\circ C$ .
  - مسحوق فلز المغنيسيوم مع حمض الكبريتيك (2M) عند  $50^\circ C$ .
3. أي من العوامل التالية لا يؤثر على معدل سرعة التفاعل؟ 
- تركيز المواد المتفاعلة
  - وجود عامل حفاز
  - درجة حرارة التفاعل
  - كمية المواد الناتجة
4. لماذا يزداد معدل سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة؟ 
- بسبب زيادة عدد التصادّات بين الجزيئات
  - بسبب زيادة طاقة التنشيط
  - بسبب زيادة متوسط الطاقة الحركية للجزيئات
  - بسبب زيادة ثابت معدل التفاعل



## لودفيج إدوارد بولتزمان Ludwig Eduard Boltzmann 1844-1906 م



هو فيزيائي، وفيلسوف، ورائد في علم الميكانيكا الإحصائية. ولد في مدينة فيينا في 20 فبراير من العام 1844م. في ذلك الوقت، كانت مدينة فيينا جزءاً من الإمبراطورية النمساوية. تلقى علومه الابتدائية في المنزل قبل التحاقه بالمدرسة الثانوية، ثم التحق بجامعة فيينا في العام 1863م لدراسة علوم الفيزياء والرياضيات، وحصل على شهادة الدكتوراه في العام 1866م. في أثناء دراسته في جامعة فيينا، قدّمه مدير معهد الفيزياء، جوزيف ستيفان، إلى مجموعة عمل جيمس ماكسويل.

قام بولتزمان بعد فترة بتعميم نظريات ماكسويل، واشتقاق **الشكل 4-11** لودفيج إدوارد بولتزمان. المعادلات التي تصف مُنحنى توزيع ماكسويل-بولتزمان، وقد دعمت نظرياته النظرية الحركية للغازات ووجود الذرات. في ذلك الوقت، تبّى الكيميائيون نظرية الذرات (والتي لم يكن قد تم إثباتها بعد)، إلّا أن الكثير من الفيزيائيين لم يأخذوا بها. وقد تعرّضت نظريات بولتزمان للسخرية من بعض زملائه الأكثر شهرة منه. فقد نُقل عن لسان العالم إرنست ماخ قوله: «ذرات؟ هل سبق أن رأيت واحدة منها حتى الآن؟». توصّل بولتزمان إلى اشتقاق مُعادلته الأكثر شهرة، وهي:  $S = k \cdot \log W$ ، والتي تربط الإنتروبي ( $S$ ) بعدد الجُسيمات المجهرية التي يمكن أن يتضمّنّها أي نظام ( $W$ )، أما « $k$ » فهو عبارة عن ثابت أُطلق عليه اسم «ثابت بولتزمان» تكريمًا له، وقد نُقشت هذه المُعادلة على شاهد قبره. طوال حياته المهنية، كان لدى بولتزمان الكثير من الطلاب الذين أسهموا بشكل كبير في المعرفة العلمية.

أثناء عمله في التدريس بجامعة فيينا، كان بولتزمان قد ألهم العالمة ليز مايتنر لدراسة علم الفيزياء، والتي أدّت دورًا رئيسًا في اكتشاف الانشطار النووي، واكتشفت عنصر البروتكتينيوم، فأُطلق اسم مايتنريوم (Mt) على العنصر رقم 109 تكريمًا لها. وكان لبولتزمان عقل لامع وعبقري وعناد أسطوري، فقد عاش رافعًا شعاره المشهور: «قل الحقيقة، واكتب بكل وضوح، ودافع عنها حتى النهاية»، وقد التزم بذلك التزامًا كاملاً. توفي بولتزمان في 5 سبتمبر من العام 1906م. بعد وفاته بوقت قصير، أصبحت نظرياته مقبولة على نطاق واسع، وكان ذلك بفضل عمل ماكسويل بلانك وألبرت آينشتاين.

# الوحدة 4

## مراجعة الوحدة

### الدرس 1-4: نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي

- تمتلك جسيمات الغازات ، عند درجة حرارة مُحدَّدة ، مدى واسع من السرعات.
- تكون قيمة مُتوسَّط السُّرعة مُرتبطة بدرجة حرارة الغاز.
- عند درجات الحرارة المُرتفعة ، يكون لدى الكثير من الجُسيمات سُرعة أعلى.
- تُمثِّل المساحة التي تقع تحت المُنحني العدد الكلي للجُزيئات الموجودة في عَيِّنة من الغاز.
- عندما ترتفع درجة الحرارة ، فإن السُّرعة المُرتبطة بالعدد الأكبر للجُسيمات تزداد.
- تمتلك الجُسيمات ذات السرعات العالية طاقة تنشيط تزيد التصادُّمات الفعَّالة فتزداد سُرعة التفاعل.

### أسئلة اختيار من متعدد

1. أي من الجمل الآتية تُفسّر بشكل صحيح نتيجة التناقص في متوسط سرعة جسيمات مادة مُتفاعلة لعيّنة مُحدّدة؟
  - a. تزداد سرعة التفاعل، وترتفع درجة الحرارة.
  - b. تزداد سرعة التفاعل، وتنخفض درجة الحرارة.
  - c. تقل سرعة التفاعل، وترتفع درجة الحرارة.
  - d. تقل سرعة التفاعل، وتنخفض درجة الحرارة.
2. أي من الجمل الآتية صحيح عن سرعة التفاعلات؟
  - a. تكون سرعة التفاعلات دائماً موجبة، وتكون سرعة المواد المُتفاعلة هي سرعة ظهورها فقط.
  - b. يمكن أن تكون سرعة التفاعلات سالبة، ويمكن أن تكون سرعة المواد المُتفاعلة هي سرعة ظهورها فقط.
  - c. تكون سرعة التفاعلات دائماً موجبة، وتكون سرعة المواد المُتفاعلة هي سرعة اختفاءها فقط.
  - d. قد تكون سرعة التفاعلات سالبة، وقد تكون سرعة المواد المُتفاعلة هي سرعة ظهورها أو سرعة اختفاءها.
3. في أي من الحالات التالية تتوقع أن يكون معدل التفاعل بين كربونات الكالسيوم  $\text{CaCO}_3$  و حمض النيتريك  $\text{HNO}_3$  أكبر ما يمكن؟
  - a. مسحوق كربونات الكالسيوم مع 2M من حمض النيتريك عند  $40^\circ\text{C}$ .
  - b. مسحوق كربونات الكالسيوم مع 0.5M من حمض النيتريك عند  $40^\circ\text{C}$ .
  - c. مسحوق كربونات الكالسيوم مع 2M من حمض النيتريك عند  $20^\circ\text{C}$ .
  - d. قطع من كربونات الكالسيوم مع 0.5M من حمض النيتريك عند  $40^\circ\text{C}$ .

### أسئلة الإجابات القصيرة

4. فسر كل مما يأتي:
  - a. ليس بالضرورة حدوث تفاعل في كل مرة يحدث فيها تصادم بين الجزيئات.
  - b. تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة حرارة التفاعل.
  - c. تتم عملية طهي الطعام بسرعة أكبر في أواني الضغط عن الأواني العادية.
  - d. تصدأ برادة الحديد بسرعة أكبر عن قطعة واحدة من الحديد لها نفس الكتلة.
  - e. سرعة احتراق قطعة فحم (كربون) في مخبر مملوء بغاز الأكسجين أكبر من سرعة احتراقها في الهواء الجوي.





# الوحدة 5 الاتزان

## Equilibrium

في هذه الوحدة

**C1207**

**C1208**

**الدرس 1-5:** مفهوم الاتزان وثابت الاتزان ( $K_{eq}$ )

**الدرس 2-5:** مبدأ لوشاتيليه

**الدرس 3-5:** الاتزان في المحاليل الحمضية والقاعدية

## مقدمة الوحدة

يُعدّ الاتّزان الكيميائي مفهومًا هامًا في كل من التكنولوجيا والبيئة الحيوية. فالدم الذي يجري في جسمك يكون دائمًا في حالة اتّزان، حيث يُحافظ على رقم هيدروجيني pH خاص به تتراوح بين 7.35 و 7.45. الأسمدة التي يستخدمها المزارعون في جميع أنحاء العالم تتركز على الأمونيا ( $\text{NH}_3$ ) الناتجة عن عملية تصنيع تعتمد على الاتّزان الكيميائي. يقدم الدرس الأول مفهوم الاتّزان، ويتم فيه دراسة كيفية كتابة ثابت الاتّزان ( $K_{eq}$ )، وكيفية حساب قيمته.

ويتم في الدرس الثاني مناقشة مبدأ لوشاتيليه (Le Chatelier's Principle) الذي يبيّن كيفية استجابة الأنظمة المتّزنة لمؤثرات مختلفة، كالتغيّرات في التركيز ودرجة الحرارة والحجم والضغط.

ويتضمّن الدرس الثالث تدريبات حول مفهوم الاتّزان في موضوعات مختلفة، مثل الرقم الهيدروجيني pH للمحاليل الحمضية والقاعدية، وعمليات مُعايرة الأحماض والقواعد، وأدلة الأحماض والقواعد، والمحاليل المنظمة.

## الأنشطة والتجارب

1-5 ثابت الاتّزان ( $K_{eq}$ )

2-5 الاتّزان الكيميائي

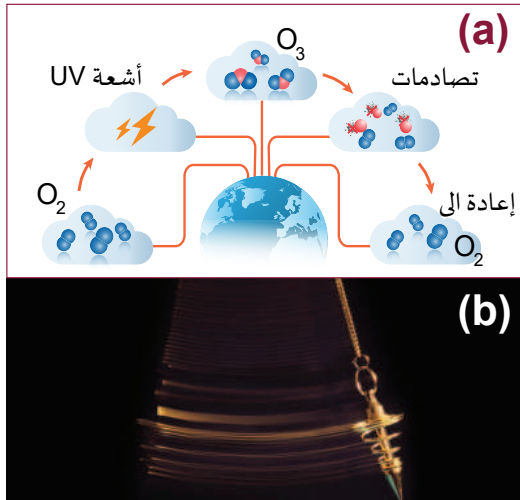
3-5 حساب الرقم الهيدروجيني للأحماض والقواعد الضعيفة

# الدرس 1-5

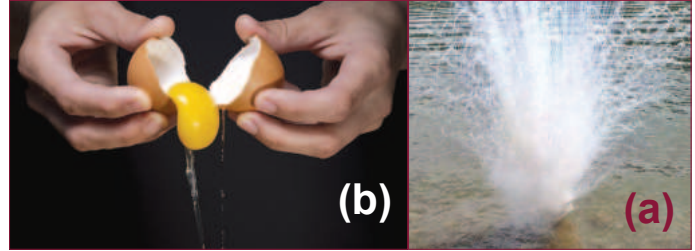
## مفهوم الاتزان وثابت الاتزان $K_{eq}$

### The Concept of Equilibrium and equilibrium constant $K_{eq}$

تكون بعض التفاعلات الكيميائية والعمليات الفيزيائية انعكاسية، ولا يكون بعضها الآخر كذلك. فتفاعل فلز البوتاسيوم مع الماء (الشكل a1-5)، وكسر بيضة (الشكل b1-5)، هما مثالان على عمليتين غير انعكاسيتين. أما عملية التحويل بين غاز الأكسجين والأوزون (الشكل a2-5)، وعملية إزاحة ذراع البندول (الشكل b2-5) فتعدان عمليتين انعكاسيتين.



الشكل 2-5 عمليتان انعكاسيتان: (a) التحويل بين غاز الأكسجين والأوزون، (b) إزاحة ذراع البندول.



الشكل 1-5 عمليتان غير انعكاسيتين: (a) تفاعل فلز البوتاسيوم مع الماء، (b) كسر بيضة.

توجد قيمة تُسمى ثابت الاتزان *Equilibrium constant* تُستخدم للقيام بهذه التوقعات يمكن أن يُستخدم ثابت الاتزان أيضًا لحساب كمية كل نوع من المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة عن التفاعل عند النقطة التي يصل فيها هذا التفاعل إلى حالة الاتزان.

## مخرجات التعلم

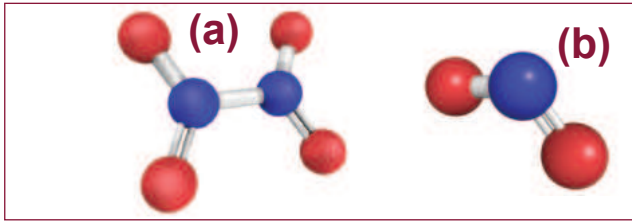
- C1207.1** يناقش المقصود بالتفاعل الانعكاسي، والاتزان الديناميكي في ضوء سرعة التفاعل الطردي والعكسي.
- C1207.2** يناقش ويستخدم مصطلح موضع الاتزان الذي يمكن تطبيقه على التفاعل الانعكاسي.
- C1207.3** يستنتج الصيغ الرياضية لثابت سرعة تفاعل طردي، وثابت سرعة تفاعل عكسي لتفاعل ثنائي الجزيء بسيط، ومن ثم يستخلص صيغاً رياضية لثوابت الاتزان باستخدام التراكيز ( $K_c$ ) والضغط الجزئية ( $K_p$ ).
- C1207.4** يحسب قيم ثوابت الاتزان من حيث التراكيز أو الضغط الجزئية من خلال البيانات المناسبة، ويحسب الكميات الموجودة في حالة الاتزان بتوفر البيانات المناسبة.
- C1207.5** يناقش ويستخدم مصطلح موضع الاتزان الذي يمكن تطبيقه على التفاعل الانعكاسي.
- C1207.6** يدرك أن قيمة ثابت الاتزان مؤشر يوضح مدى اقتراب التفاعل من الاكتمال.

## المفردات

Dynamic Equilibrium	الاتزان الديناميكي
Equilibrium	الاتزان
Law of chemical equilibrium	قانون الاتزان الكيميائي
Equilibrium constant	ثابت الاتزان



## التفاعل الكيميائي القابل للانعكاس



الشكل 3-5 (a)  $N_2O_4$ ، (b)  $NO_2$ .

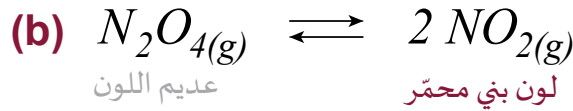
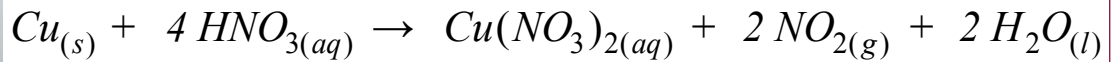


الشكل 4-5 يتم دفع الصاروخ عن طريق الهيدرازين ورباعي أكسيد ثنائي النيتروجين.

يتَّصف رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين،  $N_2O_4$ ، (الشكل 3-5a) بأنه عديم اللون عند درجة حرارة الغرفة. وقد استخدمته الولايات المتحدة الأمريكية، والاتحاد السوفياتي السابق لأكسدة الهيدرازين،  $N_2H_4$  وقودًا للصواريخ (الشكل 4-5). أما ثاني أكسيد النيتروجين،  $NO_2$ ، الوارد في (الشكل 3-5b) فهو غاز ذو لون بني محمرّ عند درجة حرارة الغرفة، وينتج كمركّب وسطي عند تصنيع حمض النيتريك ( $HNO_3$ ). والذي يُستخدم معظمه في إنتاج الأسمدة. يمكن إنتاج ثاني أكسيد النيتروجين في المختبر عن طريق تفاعل النحاس مع حمض النيتريك المركز (الشكل 5-5a).



(a)



الشكل 5-5 تفاعل النحاس مع حمض النيتريك (a) معادلة التفاعل بين النحاس وحمض النيتريك المركز، (b) التفاعل الانعكاسي بين رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين، وثاني أكسيد النيتروجين.

ويتكون غاز ثاني أكسيد النيتروجين أيضاً من التفاعل الانعكاسي لتفكك غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين الموضح في المعادلة الكيميائية في الشكل 5-5b.

يكون واحد من هذين الغازين مفضلاً عند درجات الحرارة المنخفضة. أما الغاز الآخر فيكون مفضلاً عند درجات الحرارة المرتفعة. الغاز الذي يكون مفضلاً عند درجة حرارة مُحددة يمكن تحديده تجريبياً عن طريق تنفيذ النشاط الآتي:

### نشاط:

خذ أنبوباً زجاجياً من نوع (Pyrex™) مملوءاً بمخلوط من هذين الغازين عند درجة حرارة الغرفة، ولاحظ لون المخلوط وسجلّه. ضع الأنبوب في كأس زجاجية كبيرة تحتوي على ماء مُقطّر عند درجة الغليان، ثم لاحظ لون المخلوط الجديد وسجلّه. انقل الأنبوب إلى كأس زجاجية تحتوي على ماء بارد مُثلج، ثم لاحظ تغير اللون وسجلّه.

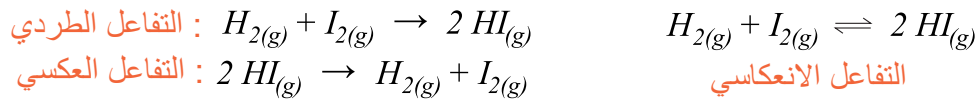
1. حدّد بعد المناقشة مع طلاب الصف الغاز الذي يكون مفضلاً عند درجة الحرارة المرتفعة، والغاز الذي يكون مفضلاً عند درجات الحرارة المنخفضة.

2. هل كان التفاعل الطردّي تفاعلاً ماصاً للحرارة أم طارداً لها؟

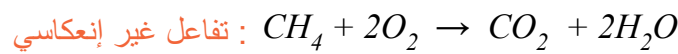
## مفهوم الاتزان

التفاعل الانعكاسي هو التفاعل الكيميائي الذي يحدث في الاتجاهين (طردي وعكسي). في التفاعل الطردي تتفاعل المتفاعلات لتنتج نواتج، أما في التفاعل العكسي فتتفاعل النواتج لتنتج المتفاعلات.

لنأخذ التفاعل بين غاز الهيدروجين واليود في الحالة الغازية لإنتاج غاز يوديد الهيدروجين: هذا مثال جيد على تفاعل انعكاسي يُمثّل فيه التفاعلين الطردي والعكسي بسهم مزدوج كما تبين المعادلات الآتية:



أما التفاعلات غير الانعكاسية فتحدث في اتجاه واحد، أي الاتجاه الطردي فقط. ومن الأمثلة الجيدة على التفاعلات غير الانعكاسية، تفاعلات الاحتراق، مثل تفاعل احتراق غاز الميثان في وجود الأكسجين المبين في المعادلة الآتية:



توجد حالة الاتزان الديناميكي **Dynamic Equilibrium** عندما تحدث عملية بطريقتين متعاكستين بنفس السرعة ونفس الوقت. فعلى سبيل المثال: في نظام مغلق يحتوي على الماء، هناك باستمرار جزيئات ماء تتحوّل إلى بخار ماء وجزيئات بخار ماء تتكثف إلى ماء. عند الاتزان تتساوى سرعة العمليتين، التبخر والتكثيف، ليبقى المعدل الكلي للجزيئات التي تتكاثف إلى الجزيئات التي تتبخر ثابتاً.

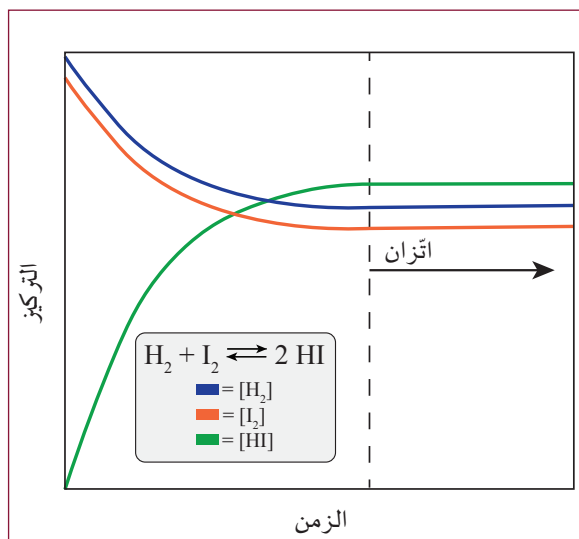
عند الاتزان، تكون سرعة التفاعل الطردي مُساوية لسرعة التفاعل العكسي.



عندما تصف حالة الاتزان الديناميكي فاعلم أنه خلال الاتزان الكيميائي لا تتوقف التفاعلات، حيث تُشير إلى أن الاتزان الديناميكي هو بكل بساطة حالة **اتزان Equilibrium**. وتذكر أن التفاعلات الطردية والعكسية كليهما تحدثان في الوقت ذاته.

يصل أي تفاعل إلى حالة الاتزان كنتيجة طبيعية عندما يتم هذا التفاعل في الاتجاهين الطردي والعكسي في نفس الوقت. لنأخذ التفاعل بين غاز الهيدروجين واليود في الحالة الغازية، يبدأ التفاعل أولاً بين الهيدروجين واليود. عند وضع جزيئات المواد المتفاعلة ( $H_2$ ،  $I_2$ ) في وعاء التفاعل، تبدأ هذه الجزيئات بالتصادم؛ ونتيجة لذلك، يتكوّن غاز يوديد الهيدروجين HI، حيث ستبدأ سرعة التفاعل الطردي بالتناقص بسبب نقصان تركيز المواد المتفاعلة ما يُقلّل من عدد التصادّات بينها.

في الوقت ذاته، ستبدأ سرعة التفاعل العكسي بالازدياد، بسبب تكوّن المزيد من جزيئات يوديد الهيدروجين الناتجة عن التفاعل الطردي. وتستمر سرعة التفاعل الطردي بالتناقص، وتستمر سرعة التفاعل العكسي بالازدياد، وسوف يبلغ النظام حالة الاتزان عندما تكون سرعة التفاعل الطردي  $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$  الذي يتمّ عندها استهلاك المواد المتفاعلة مُساوية لسرعة التفاعل الذي يؤدي إلى تكوّنهما مرّة أخرى عن طريق التفاعل العكسي  $2HI_{(g)} \rightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$ . عند الاتزان تصبح تراكيز كل من  $H_2$  و  $I_2$  و HI ثابتة كما يبيّن (الشكل 5-6).



الشكل 5-6 تفاعل يكون حالة اتزان.

## ما المقصود بأن يكون النظام في حالة اتزان؟

لا بُدَّ لأي نظام يُحقِّق حالة الاتزان، ويُحافظ عليها، أن يكون نظامًا مُغلقًا. فالنظام المُغلق هو ذلك النظام الذي لا تدخل إليه طاقة أو مادة، ولا تخرج منه.

تحدث حالة الاتزان في الأنظمة المغلقة فقط.



يجري تداول مفهوم خاطئ شائع يتعلَّق بالاتزان، وهو الآتي: بمُجرَّد الوصول إلى حالة اتزان، فلن يحدث شيء. وهذا غير صحيح! لأنَّ التفاعلات الطردية والعكسية مُستمرة في الحدوث. ومع ذلك، ولأنَّها لا تزال تحدث بالسرعة نفسها، فإن كمّيات المواد المُتفاعلة والمواد الناتجة تبقى ثابتة، ولا تكون بالضرورة متساوية.

من المُهمّ فهم الآتي:

1- عند الاتزان، تتساوى سرعة التفاعل الطردية وسرعة التفاعل العكسي، وليس كمّيات المواد المُتفاعلة والناتجة.

2- إنَّ مُعظم حالات الاتزان لنظام ما في حالة إتزان قد تحتوي على:

- مواد مُتفاعلة أكثر من المواد الناتجة (الشكل 5-7a)، وعندها يقال إنَّ موضع هذا الاتزان مُزاح نحو اليسار.
- وقد تحتوي حالة الاتزان على مواد ناتجة أكثر من المواد المُتفاعلة (الشكل 5-7b) وعندها يقال إنَّ موضع هذا الاتزان مُزاح نحو اليمين.

وستتم مناقشة هذين الموضوعين بشكل كميّ في هذا الدرس ووصفيًا في الدرس 5-2 من خلال قاعدة لوشاتيليه.

### ملخص:

لكي يصل التفاعل إلى الاتزان:

- يجب أن يكون انعكاسيًا.
- يجب أن تكون سرعة التفاعل الطردية مُساوية لسرعة التفاعل العكسي، وعندها تثبت تراكيز المواد المُتفاعلة وتراكيز المواد الناتجة.
- يجب أن يكون النظام مُغلقًا.

افترض أن لديك نظامًا في حالة اتزان، حيث تتحرَّك فيه الناس صعودًا ونزولًا على درج كهربائي في إحدى المحلات التجارية الكبيرة في الدوحة قطر.

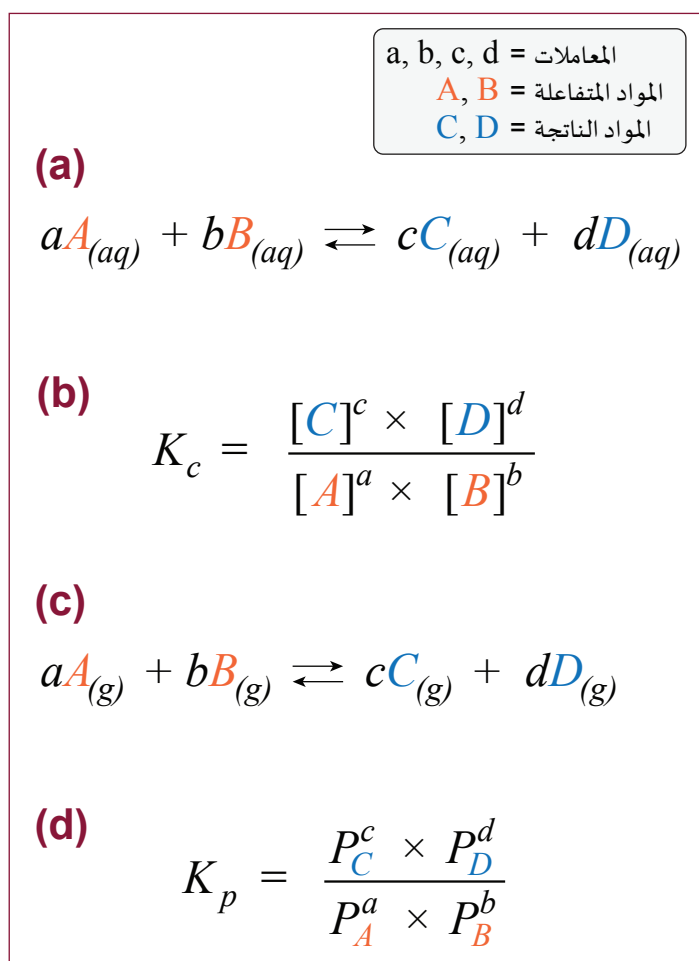
1. كيف سيبدو هذا النظام عندما تتَّجه العملية نحو الأعلى (صعود الناس على الدرج الكهربائي)؟
2. كيف سيبدو هذا النظام عندما تتَّجه العملية نحو الأسفل (تتحرك الناس نزولًا على الدرج الكهربائي)؟
3. صف حركة الناس نزولًا وصعودًا إذا لم يكن النظام في حالة اتزان.



## قانون الاتزان الكيميائي

يعرف **قانون الاتزان الكيميائي Law of chemical equilibrium** بما يُسمّى قانون فعل الكتلة الذي ينص على ما يأتي: لتفاعل ما عند الاتزان، فإن حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة مرفوعة لقوة تمثل معاملاتها (من المعادلة الموزونة) مقسومًا على حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوة تمثل معاملاتها، هو مقدار ثابت عند درجة حرارة معينة.

هذه النسبة هي **ثابت الاتزان equilibrium constant** للتفاعل، الذي يُرمز اليه بالحرف «K»، أو « $K_{eq}$ ». ويُستخدم الرمز « $K_c$ » ليؤكد أن ثابت الاتزان تمّ حسابه من التراكيز المولية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة التي تكون في حالة اتزان. فإذا تمّ استخدام الضغط الجزئي لحساب ثابت الاتزان عوضًا عن التراكيز المولية في حالة التفاعلات الغازية، يُستخدم الرمز « $K_p$ ».



وفي التفاعل الذي يكون في حالة اتزان، كما هو مُبيّن في المُعادلة العامة الواردة في (الشكل 5-8a)، يتمّ حساب ثابت الاتزان ( $K_c$ ) من التراكيز المولية كما هو مُبيّن في (الشكل 5-8b). لاحظ أن تراكيز المواد الناتجة تكون في البسط، أمّا تراكيز المواد المتفاعلة فتكون في المقام. وعندما تكون المواد في التفاعل المتزن في الحالة الغازية، كما هو مُبيّن في (الشكل 5-8c)، يمكن التعبير عن ثابت الاتزان إما بدلالة التراكيز المولية، أو بدلالة الضغوط الجزئية (الشكل 5-8d).

عندما يتمّ تمثيل الحالتين، المحاليل المائية والغازية في الاتزان، يُستخدم محلول مناسب لتحديد التركيز المولي للغاز، وحساب ثابت الاتزان  $K_c$ .

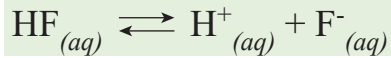
أما الجسيمات التي تكون موجودة عند الاتزان على هيئة مواد صلبة، أو مواد سائلة نقية مثل المذيبات (كالماء)، فلا تكتب في تعبير ثابت

الاتزان، لأن تراكيزها ثابتة مهما اختلفت كميتها بقيمتها لا تتغير بدرجة ملموسة ومقدار ما يتفكك منها مقدار ضئيل جدًا.

**ملاحظة هامة:** إنّ تغيّر درجة الحرارة (فقط)، سيغيّر من قيمة ثابت الاتزان.

## مثال 1

إذا أُعطيت الاتزان الأيوني الآتي للمحلول المائي فلوريد الهيدروجين (حمض الهيدروفلوريك):



اكتب تعبير ثابت الاتزان له.

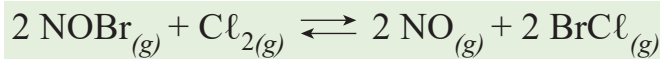
### الحل

- الجسيمات جميعها محاليل مائية، لذلك، ستم كتابته ثابت الاتزان  $K_c$  باستخدام التراكيز المولية.
- توضع تراكيز المواد الناتجة في البسط وتكون مرفوعة إلى قوى مُعاملاتها، ويكون مُعامل كلتا المادتين الناتجتين مُساويًا «1».
- هنالك مادة مُتفاعلة واحدة فقط، توضع في المقام وتكون مرفوعة إلى قوة مُعاملها، ويبلغ مُعاملها «1».

$$K_c = \frac{[\text{H}^+]^1 \times [\text{F}^-]^1}{[\text{HF}]^1}$$

## مثال 2

اكتب تعبير ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية للتفاعل الآتي:



### الحل

- سوف يُستخدم الرمز  $K_p$  لثابت الاتزان، بالنظر إلى استخدام الضغوط الجزئية.
- توضع الضغوط الجزئية للمادتين الناتجتين في البسط، وتكون مرفوعة إلى قوى مُعاملها، ومُعامل كلتا المادتين الناتجتين «2».
- توضع الضغوط الجزئية للمواد المُتفاعلة في المقام، وتكون مرفوعة إلى قوى كل من مُعاملها: حيث يبلغ مُعامل NOBr يساوي «2»، ومُعامل  $\text{Cl}_2$  يساوي «1».

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2 \times P_{\text{BrCl}}^2}{P_{\text{NOBr}}^2 \times P_{\text{Cl}_2}^1}$$



حساب ثابت الاتزان ( $K_p$  و  $K_c$ )

يمكن حساب ثوابت الاتزان عندما تكون قيم أي من التراكيز المولية أو الضغوط الجزئية عند حالة الاتزان معلومة. وثوابت الاتزان ليس لها وحدات قياس خاصة، لأنها تُحسب بشكل فعلي من التراكيز المولية، أو من الضغوط الجزئية، لكل من المتفاعلات والنواتج، مع الأخذ في الحسبان أن المواد الصلبة والسوائل النقية (مثل المذيبات كالماء) لا تظهر في تعبير ثابت الاتزان. وبالتالي، لا تدخل ضمن وحدات ثابت الاتزان. تكون قيم التراكيز المولية في العادة بوحدة mol/L، والضغوط الجزئية بوحدة atm.

عند حساب قيمة ثابت الاتزان  $K_c$  و  $K_p$ ، يجب أن تكون قيم التراكيز المولية بوحدة mol/L، والضغوط الجزئية بوحدة atm.

استخدام جدول قيم التغير الابتدائي للاتزان (ICE) لحساب التراكيز عند الاتزان.

	$A_{(g)}$	+	$B_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2C_{(g)}$	+	$D_{(g)}$
التركيز الابتدائي Initial	a M		b M		0 M		0 M
التغير في التركيز Change	-x		-x		+2x		+x
التركيز عند الاتزان Equilibrium	a-x		b-x		2x		x

إذا لم تكن التراكيز، أو الضغوط الجزئية عند الاتزان، معلومتين، يمكن حسابهما من القيم المعلومة، حيث تُستخدم الحسابات الكيميائية وتراكيز المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل لإجراء هذه الحسابات.

ويُعدّ جدول التغير الابتدائي للاتزان (ICE) الشكل 9-5 مثال على جدول التغير الابتدائي للاتزان المستخدم لحل مسائل الاتزان.

لتنظيم تلك الحسابات (الشكل 9-5).

اعلم أن جدول (ICE) يستخدم حرف (x) للدلالة على التغير الذي حصل في المادة خلال التفاعل (متغير). إذا افترضنا أن تراكيز المواد المتفاعلة تتناقص خلال التفاعل، كما في التفاعل الافتراضي المبين بالشكل 9-5 فإن تركيز كل من المادتين A و B تتناقص بمقدار التغير (-x) وبالتالي، فإن استخدام المعادلة الكيميائية الموزونة يزيد تركيز المادة C بقيمة (+2x) والمادة D بقيمة (+x). وعليه فإن قيمة تركيز كل مادة في التفاعل عند الاتزان تُحدّد باستخدام التركيز الابتدائي لكل مادة والتغير الذي حدث فيها على النحو الآتي: التغير في التركيز + التركيز الابتدائي = التركيز عند الاتزان

## مثال 3

احسب ثابت الاتزان للتفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:  $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NH_{3(g)}$  عندما تبلغ قيمة الضغط عند الاتزان لغاز  $N_2$  0.444 atm، وغاز  $H_2$  1.332 atm، وغاز  $NH_3$  0.112 atm.

## الحلّ

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \times P_{H_2}^3}$$

• اكتب تعبير ثابت الاتزان  $K_p$  من المعادلة.

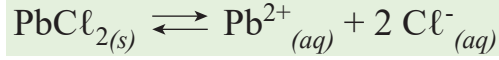
$$K_p = \frac{(0.112)^2}{(0.444) \times (1.332)^3}$$

• حوّل وحدات قياس قيم الضغوط الجزئية إلى وحدة atm (إذا لزم الأمر)، وعوّض القيم في تعبير ثابت الاتزان من دون استخدام وحدات القياس.

$$K_p = 0.0120 \text{ atm}^{-2}$$

#### مثال 4

يُعدّ ملح كلوريد الرصاص  $PbCl_2$  (II) ذا قابلية ضعيفة للذوبان. ما قيمة ثابت الاتزان من مُعادلة إتزان المحلول المُشبّع للملح  $PbCl_2$  الآتية:



علمًا بأنه تم وضع 0.2252g من  $PbCl_2$  في 50 mL من الماء في وعاء حجمه (1 L) ووجد عند الاتزان أن تركيز محلول  $Pb^{2+}$  يساوي 0.0159 M وتركيز محلول  $Cl^{-}$  يساوي 0.0318 M

**الحلّ**

• لا توجد جُسِيمات غازيّة في هذا النظام المتّزن، لذا، سوف تُستخدم التراكيز المولية في التعبير الرياضي، وسيتمّ إعطاء ثابت الاتزان الرمز  $K_c$ .

• توضع تراكيز المواد الناتجة في البسط وتكون مرفوعة إلى قوى كل من مُعاملاتها:

مُعامل  $Pb^{2+}$  يساوي «1»

مُعامل  $Cl^{-}$  يساوي «2»

$$K_c = \frac{[Pb^{2+}]^1 \times [Cl^{-}]^2}{1}$$

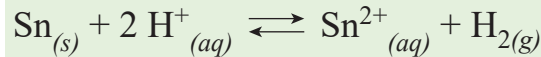
• لا تظهر تراكيز المواد الصلبة والمواد السائلة النقية في تعبير ثابت الاتزان لذا، توضع القيمة

$$K_c = [0.0159] [0.0318]^2$$

$$K_c = 1.6 \times 10^{-5} M^3$$

#### مثال 5

في نظام مُغلق، يتفاعل فلز القصدير مع الأحماض لتحقيق حالة الاتزان الآتية:



احسب قيمة ثابت الاتزان  $K_c$  إذا تمّ قياس التركيز عند الاتزان، فكان تركيز أيونات  $H^{+}$  يساوي 0.22 M وتركيز محلول  $Sn^{2+}$  يساوي 0.14 M، و  $H_2$  يساوي 0.14 M

**الحلّ**

• عندما تظهر كلتا الحالتين، المحاليل المائية والغازية في حالة الاتزان، تتمّ في العادة كتابة ثابت الاتزان من حيث التراكيز المولية. لذلك، يُستخدم الرمز  $K_c$  لهذا الثابت.

• توضع تراكيز المواد الناتجة في البسط وتكون مرفوعة إلى قوى مُعاملاتها. حيث يبلغ كل من مُعاملَي المادّتين الناتجتين «1».

• توضع تراكيز المواد المتفاعلة في المقام، ويتمّ

تجاهل تركيز القصدير، لأنه مادة صلبة، ويكون

مُعامل  $H^{+}$  يساوي «2».

$$K_c = \frac{[Sn^{2+}]^1 \times [H_2]^1}{[H^{+}]^2}$$

$$K_c = \frac{[0.14]^1 \times [0.14]^1}{[0.22]^2}$$

$$K_c = 0.4$$

## تفسير قيمة ثابت الاتزان ( $K_{eq}$ )

ورد في بداية هذه الوحدة أن معظم الأنظمة التي تكون في حالة اتزان يمكن أن يحدث لها إزاحة في موضع الاتزان، سواء نحو اليمين لتكوين مواد ناتجة أكثر من المواد المتفاعلة، أو نحو اليسار ليكون لديها مواد متفاعلة أكثر من المواد الناتجة. وتشير قيمة ثابت الاتزان إلى إمكانية حدوث إزاحة في موضع الاتزان نحو اليمين أو نحو اليسار، وستخبرنا قيمة ثابت الاتزان أيضاً إلى المدى الذي تصل إليه الإزاحة في موضع الاتزان، سواء أكان ذلك نحو اليسار أم نحو اليمين. وتناسب قيمة ثابت الاتزان طردياً مع نسبة تراكيز المواد الناتجة إلى تراكيز المواد المتفاعلة (الشكل 5-10a). عندما تكون قيمة ثابت الاتزان أقل من واحد، فإن ذلك يشير إلى أن هناك مواد متفاعلة موجودة عند حالة الاتزان أكثر من المواد الناتجة (الشكل 5-10b). لكن، عندما تكون قيمة ثابت الاتزان أكبر من واحد، فسوف يُشير هذا إلى أن هناك مواد ناتجة موجودة عند حالة الاتزان أكثر من المواد المتفاعلة (الشكل 5-10c).

$$K_{eq} \approx \frac{[\text{نواتج}]}{[\text{متفاعلات}]} \quad (a)$$

(b) إذا كان  $K_{eq} > 1$  عندها [متفاعلات] < [نواتج]

(c) إذا كان  $K_{eq} < 1$  عندها [نواتج] < [متفاعلات]

**الشكل 5-10** (a) تناسب قيمة  $K_{eq}$  مع تراكيز المواد الناتجة، والمتفاعلة. (b) تفسير قيمة  $K_{eq}$  الصغيرة. (c) تفسير قيمة  $K_{eq}$  الكبيرة تُشير قيم ثوابت الاتزان الصغيرة جداً إلى أن التفاعل الطردي لن يحدث تقريباً، وسوف تنتج كمية قليلة جداً من المواد الناتجة، أمّا قيم ثوابت الاتزان الكبيرة جداً فتشير إلى أن كمية كبيرة من المواد الناتجة سوف تنتج، وستبقى كمية قليلة جداً من المواد المتفاعلة، ما يدل على أن التفاعل قارب على الاكتمال.

تُشير قيم ثوابت الاتزان الكبيرة للغاية إلى أن التفاعل قارب على الاكتمال.



### مثال 6



أعطيت قيم ثوابت الاتزان الآتية: أيٌّ منها يُشير إلى التفاعل الذي: (a) سيحدث له إزاحة بشكل كبير نحو اليسار، (b) سيحدث له إزاحة بشكل كبير نحو اليمين، (c) سيكون قارب على الاكتمال؟

$$K_{eq} = 1 \times 10^{-10} \text{ M}, K_{eq} = 2 \times 10^2 \text{ M}, K_{eq} = 5 \times 10^{34} \text{ M}$$

**الحلّ**

- (a) تُشير قيم ثوابت الاتزان الصغيرة إلى أن حالات الاتزان التي تكون فيها المواد المتفاعلة أكثر من المواد الناتجة ستحدث لها إزاحة بشكل كبير في موضع الاتزان نحو اليسار.  $K_{eq} = 1 \times 10^{-10}$
- (b) تُشير قيم ثوابت الاتزان الكبيرة إلى أن حالات الاتزان التي تكون فيها المواد الناتجة أكثر من المواد المتفاعلة ستحدث لها إزاحة بشكل كبير في موضع الاتزان نحو اليمين.  $K_{eq} = 2 \times 10^2$
- (c) تشير قيم ثوابت الاتزان الكبيرة جداً إلى أن التفاعل قارب على الاكتمال وبالتالي توجد المواد الناتجة فقط تقريباً عند الاتزان.  $K_{eq} = 5 \times 10^{34}$





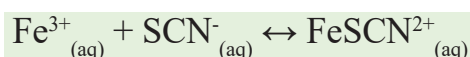
## ثابت الاتزان ( $K_{eq}$ )

1-5

سؤال الاستقصاء	كيف يمكن قياس التراكيز عند الاتزان؟
المواد المطلوبة	محلول نترات الحديد (III) ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) تركيزه $2.0 \times 10^{-3}\text{M}$ ، ومحلول ثيوسيانات البوتاسيوم ( $\text{KSCN}$ ) تركيزه $2.0 \times 10^{-3}\text{M}$ ، وحمض النيتريك تركيزه $2\text{M}$ ، خمسة دوارق سعة كل منها $50\text{ mL}$ ، ثلاثة مخابير مدرجة سعة كل منها $10\text{ mL}$ ، عصا تحريك، مقياس ألوان الضوء المرئي وحوض صغير.

### مقدمة:

إحدى طرائق قياس التركيز عند الاتزان لنوع مادة ما هي قياس امتصاص الضوء المرئي باستخدام مقياس ألوان الضوء المرئي، وهذه الطريقة ناجحة في الأنواع التي تُظهر لوناً في المحلول: عندما يزداد التركيز، يزداد امتصاص طول موجي محدد للضوء المرئي. لتوضيح هذه العلاقة بشكل عملي، سوف تستخدم الاتزان لتكوين أيون معقد ثيوسيانات الحديد (III) ذي اللون الأحمر الدموي الغامق بحسب المعادلة الآتية:



### الخطوات (اعمل في مجموعة ثنائية):

حضر 5 محاليل في خمسة دوارق سعة كل منها  $50\text{ mL}$  لأيون معقد ( $\text{FeSCN}^{2+}$ ) بحسب الجدول الآتي:

المحلول	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (mL)	$\text{KSCN}$ (mL)	$\text{HNO}_3$ (mL)
1	5.0	1.0	4.0
2	5.0	2.0	3.0
3	5.0	3.0	2.0
4	5.0	4.0	1.0
5	5.0	5.0	0.0

في كل واحد من هذه المحاليل، يكون ثيوسيانات البوتاسيوم ( $\text{KSCN}$ ) هو المادة المحددة للتفاعل. لهذا، سوف يزداد تركيز أيون معقد ثيوسيانات الحديد (III) ( $\text{FeSCN}^{2+}$ ) عندما يزداد حجم ثيوسيانات البوتاسيوم ( $\text{KSCN}$ ) المضاف.

قِسْ، وسجل الامتصاص عند طول موجي مقداره  $470\text{ nm}$  لكل محلول من المحاليل الخمسة باستخدام مقياس ألوان الضوء المرئي. وسوف تحتاج إلى نقل ما مقداره  $3\text{ mL}$  من كل محلول إلى الحوض الصغير لإجراء كل عملية قياس.

### الأسئلة:

- (a) هل يزداد الامتصاص عندما تزداد تراكيز أيون معقد ثيوسيانات الحديد (III) ( $\text{FeSCN}^{2+}$ )؟
- (b) كيف يمكن استخدام هذه الطريقة لتحديد تركيز غير معلوم لأيونات معقد ثيوسيانات الحديد (III) ( $\text{FeSCN}^{2+}$ )؟

## تقويم الدرس 5-1 ✓

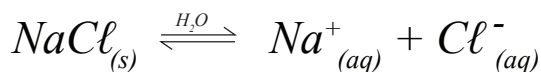
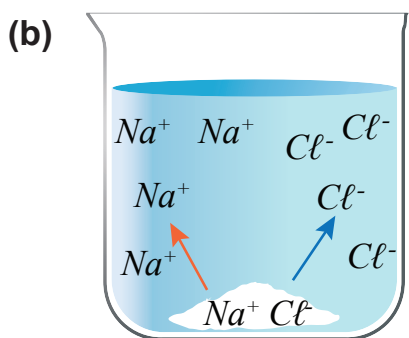
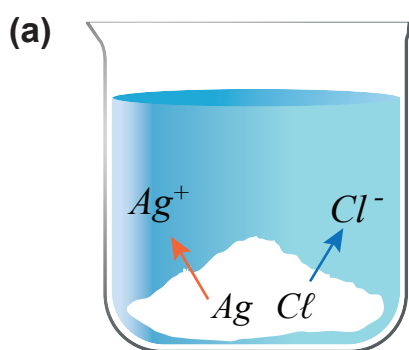
1. أي من الآتي يشير إلى وجود تفاعل في حالة اتزان؟
  - a. كتل المواد المتفاعلة والمواد الناتجة متساوية.
  - b. سرعتا التفاعلين الطردي والعكسي متساويتان.
  - c. تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة متساوية.
  - d. حجوم المواد المتفاعلة وحجوم المواد الناتجة متساوية.
2. أي من الآتي يبيّن العلاقة الصحيحة بين تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة الموجودة في تعبير ثابت الاتزان ( $K_c$ )؟
  - a. [المواد الناتجة] \ [المواد المتفاعلة]
  - b. [المواد المتفاعلة] \ [المواد الناتجة]
  - c. [المواد الناتجة] × [المواد المتفاعلة]
  - d. [المواد المتفاعلة] + [المواد الناتجة]
3. ما وحدة القياس المستخدمة للمواد الناتجة والمواد المتفاعلة الموجودة في تعبير ثابت الاتزان  $K_c$ ، و  $K_p$ ، على التوالي؟
  - a. moles، torr
  - b. mol/L، torr
  - c. moles، atm
  - d. mol/L، atm
4. أي من الآتي يتم استبعاده عند كتابة تعبير ثابت اتزان؟
  - a. المواد الصلبة والغازات
  - b. المواد الصلبة والمواد السائلة النقية
  - c. المحاليل المائية والغازات
  - d. المواد السائلة والمحاليل المائية
5. وضح، من حيث تعبير ثابت الاتزان، السبب الذي يجعل تفاعلات الاتزان التي تكون على مدى قريب من الاكتمال تمتلك قيم ثوابت اتزان كبيرة جدًا.

# الدرس 2-5

## مبدأ لوشاتيليه

### Le Chatelier's Principle

سيتم في الدرس 2-5 تحليل الأنظمة المتزنة تحليلًا وصفيًا، من خلال تطبيق مبدأ لوشاتيليه. حيث درس لوشاتيليه التغيرات التي تؤثر في موضع الاتزان وتوصل إلى أنه يمكن التحكم في التفاعل الكيميائي من خلال التحكم بالتركيز أو الضغط أو درجة الحرارة. بحيث يتم تحديد إحدى هذه المؤثرات المُميّزة عندما تحدث إزاحة لموضع الاتزان بشكل كبير نحو اليسار، أو نحو اليمين.



الشكل 11-5 محلول مُشبع في حالة اتزان يحدث له إزاحة بشكل كبير (a) نحو اليسار، (b) نحو اليمين.

على سبيل المثال، المحلول المُشبع لملح كلوريد الفضة،  $AgCl$ ، ذي القابلية الضعيفة للذوبان (الشكل 11-5a). سوف تحدث له إزاحة كبيرة نحو اليسار. أما المحلول المُشبع لملح ذي قابلية قوية للذوبان، مثل كلوريد الصوديوم، والمعروف بملح الطعام،  $NaCl$ ، (الشكل 11-5b) فستحدث له إزاحة كبيرة نحو اليمين.

### مخرجات التعلّم

**C1207.2** يطبق مبدأ لوشاتيليه (Le Chatelier's Principle)، ويستنتج (وصفيًا) تأثير درجة الحرارة أو التركيز أو الضغط على نظام في حالة الاتزان.

### المفردات



Le Chatelier's Principle

مبدأ لوشاتيليه

## مبدأ لوشاتيليه

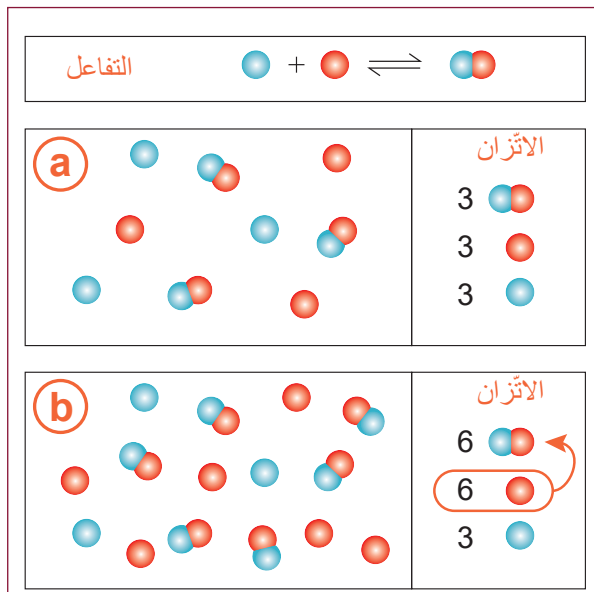
يُعدّ النظام الذي يكون في حالة اتزان نظامًا متزنًا عند ظروف مُحدّدة فقط. ولكن عندما لا يكون النظام مُغلقًا بسبب امتصاص طاقة أو فقدتها، أو بسبب إضافة مادة متفاعلة أو إزالتها، سيتغيّر التوازن، ولن يبقى هذا النظام في حالة اتزان بعد ذلك. يُستخدم **مبدأ لوشاتيليه Le Chatelier's Principle** لتوقع كيفية استجابة نظام يكون في حالة اتزان للتغيّر، بسبب المؤثر الخارجي الذي يتعرض له. وينصّ مبدأ لوشاتيليه على الآتي:

عندما يتعرّض نظام ما في حالة اتزان لمؤثر خارجي، فإن موضع الاتزان يُزاح نحو الاتجاه الذي يؤدي إلى تقليل أثر هذا المؤثر أو إلغائه، ليعود إلى حالة اتزان جديدة.

من المؤثرات أو العوامل المؤثرة في تفاعل في حالة إتزان:

- ازدياد أو نقصان في تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة.
- ارتفاع أو انخفاض في درجة الحرارة.
- تغيّر في الضغط (الناتج عن تغيّر في حجم وعاء التفاعل) للتفاعلات الغازية فقط.
- ويشير التغيّر في الاتجاه إلى إحدى الاستجابتين المحتملتين الآتيتين:
- يحدث التفاعل الطردي بشكل أسرع من التفاعل العكسي.
- يحدث التفاعل العكسي بشكل أسرع من التفاعل الطردي.
- ويمكن أن يُزاح موضع الاتزان لتفاعل متزن في حالة:
- ازدياد في سرعة أحد التفاعلين أو نقصانها.
- ازدياد في سرعة التفاعلين، لكن أحدهما يزداد بشكل أكبر من الآخر.
- نقصان في سرعة التفاعلين، لكن أحدهما ينقص بشكل أكبر من الآخر.

### التغيّر في التركيز ونظرية التصادم



افترض أن التفاعل المبين في (الشكل 12.5a) في حالة اتزان: عندما يزداد تركيز أحد جزيئات المواد المتفاعلة (أي إضافة جزيئات مادة متفاعلة)، تزداد إمكانية تصادمها مع جزيئات المادة المتفاعلة الأخرى، فيزاح موضع الاتزان نحو اليمين، أي باتجاه تكوين المزيد من المواد الناتجة (الشكل 12.5b).

في ضوء مبدأ لوشاتيليه، تؤدي زيادة أي من تراكيز المتفاعلات أو نقصانها إلى إزاحة في موضع الاتزان، حيث يحاول التفاعل التقليل من أثر تغيّر التركيز للوصول إلى حالة اتزان جديدة. ويمكن توقع حدوث هذه الإزاحة في موضع الاتزان من خلال نظرية التصادم.

**الشكل 12-5** ازدياد تركيز المادة المتفاعلة يعمل على إزاحة موضع الاتزان (تزداد سرعة التفاعل الطردي)، بحيث يتجه نحو تكوين المزيد من المواد الناتجة.

29

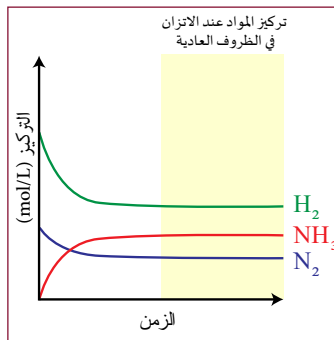


## أثر تغير التركيز في حالة الاتزان الكيميائي

وضح المثال السابق كيف أن ازدياد تركيز المادة الناتجة يدفع التفاعل العكسي إلى الحدوث، ويعمل على إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار باتجاه إنتاج المزيد من المواد المتفاعلة. بالمقابل، يبين الجدول 5-1 أن خفض تركيز المادة الناتجة له تأثير معاكس، حيث يؤدي هذا إلى زيادة سرعة التفاعل الطردي، وبالتالي إزاحة الاتزان نحو اليمين لإنتاج المزيد من المواد الناتجة.

**جدول 5-1** أثر تغير التركيز في موضع الاتزان.

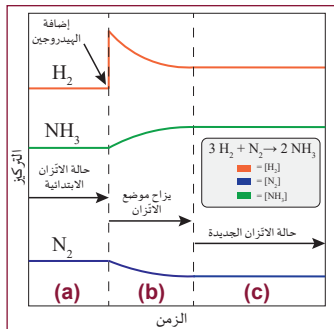
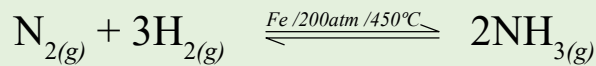
مؤثرات التغير في التركيز		
المؤثر	الإزاحة في موضع الاتزان	التأثير في $K$
زيادة تركيز المادة المتفاعلة	يُزاح باتجاه اليمين	لا تغير
زيادة تركيز المادة الناتجة	يُزاح باتجاه اليسار	لا تغير
نقصان تركيز المادة المتفاعلة	يُزاح باتجاه اليسار	لا تغير
نقصان تركيز المادة الناتجة	يُزاح باتجاه اليمين	لا تغير



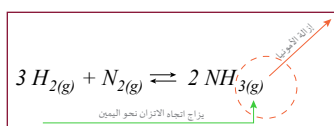
**الشكل 5-14** حالة اتزان لإنتاج الأمونيا في الظروف العادية.

### عملية هابر وأثر تغير التركيز في الاتزان

تعدّ عملية هابر اكتشافاً علمياً مهماً في العلوم الزراعية التي يتمّ فيها إنتاج غاز الأمونيا ( $\text{NH}_3$ ) المستخدم في صناعة الأسمدة الزراعية، والذي يُنتج من عُنصرَيه الغازيين الهيدروجين والنيتروجين بحسب التفاعل المتزن الآتي كما يبين الشكل 5-14 تغير تركيز المواد للوصول إلى الاتزان:



**الشكل 5-15** (a) حالة الاتزان الابتدائية، (b) المؤثر الذي تعرّض له النظام، (c) حالة الاتزان الجديدة.



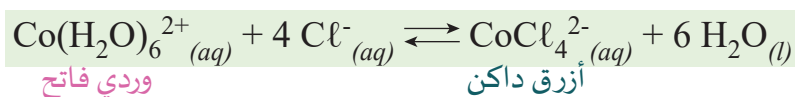
**الشكل 5-16** يُزاح اتّجاه الاتزان إلى اليمين في عملية هابر عن طريق إزالة الأمونيا.

لنحلّل ما يحدث عند إضافة غاز الهيدروجين إلى هذا النظام الذي يكون في حالة اتزان، حيث يُبين (الشكل 5-15a) عملية هابر في إحدى حالات الاتزان، ويُبين (الشكل 5-15b) كيف يستجيب النظام لعملية إضافة غاز الهيدروجين. لاحظ أن بعض الهيدروجين الذي تمّت إضافته يتمّ استهلاكه، ويتمّ استهلاك بعض النيتروجين الذي كان موجوداً أيضاً. وسينتج عن ذلك المزيد من الأمونيا. وهذا يتفق مع إزاحة موضع الاتزان نحو اليمين، حيث يُبين (الشكل 5-15c) النظام وهو في حالة اتزان جديدة.

ولمّا كان التفاعل العكسي يُقلّل من كمّية الأمونيا الناتجة، يُستخدم مبدأ لوشاتيليه في عمليات الإنتاج الصناعية للعمل على إزاحة اتّجاه الاتزان نحو اليمين بشكل مُستمرّ، وذلك عن طريق الإضافة المُستمرة لكل من  $\text{H}_2$  و  $\text{N}_2$ . ويتمّ تحقيق ذلك أيضاً عن طريق تكثيف  $\text{NH}_3$  وإخراجها من النظام. وعندما تتمّ إزالة الأمونيا، تحدث تصادمات أقلّ بين جزيئات الأمونيا. عندها يصبح التفاعل العكسي أبطأ من التفاعل الطردي، ويّزاح اتّجاه موضع الاتزان نحو اليمين، لأن التفاعل الطردي يحدث أسرع من التفاعل العكسي (الشكل 5-16).



تحدث حالة الاتزان الآتية عندما يذوب كلوريد الكوبالت (II) المائي ( $\text{CoCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) في محلول حمض الهيدروكلوريك، بحسب المعادلة الكيميائية الآتية:



حيث تكون أيونات  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$  ذات لون وردي فاتح، وتكون أيونات  $\text{CoCl}_4^{2-}$  ذات لون أزرق داكن.

(1) توقّع اتجاه إزاحة موضع الاتّزان عند إذابة كلوريد الصوديوم ( $\text{NaCl}$ ) في المحلول عند الاتّزان.

(2) وضّح: هل يتغيّر لون المحلول إلى اللون الوردي الفاتح أم إلى اللون الأزرق الداكن؟

## الحلّ

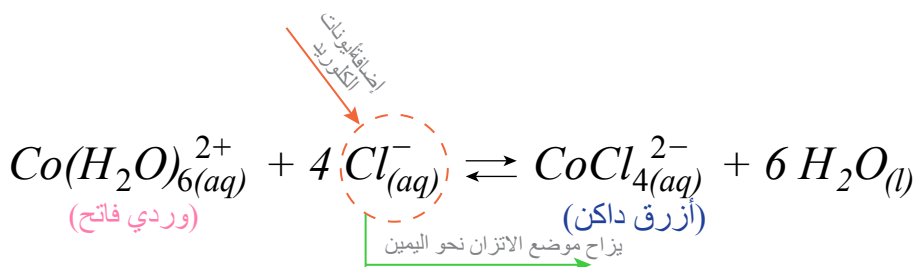
- (a) حدّد المؤثر الذي سبّب إزاحة موضع الاتزان.  
(b) حدّد ما الذي يُقلّل أثر هذا المؤثر.  
(c) حدّد اتّجاه إزاحة موضع الاتزان.

**(1)** ينتج عن إذابة  $\text{NaCl}$  في المحلول أيونات صوديوم، وأيونات كلوريد:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ . فأيونات الصوديوم لا تشارك في التفاعل، لذلك، فإنها لا تؤدي إلى أية إزاحة في موضع الاتزان. أما أيونات الكلوريد فهي أحد المتفاعلات في هذا النظام. لذلك، تمثل زيادة تركيز أيونات الكلوريد المؤثر الذي يسبب إزاحة موضع الاتزان.

(a) المؤثر: زيادة تركيز أيونات الكلوريد  $[Cl^-]$ .

وبتطبيق مبدأ لوشاتيليه: لتعديل هذا المؤثر يُزاح موضع الاتزان باتجاه استهلاك المادة المُضافة، ويُزاح بالتالي النظام نحو اليمين، أي تزداد سرعة التفاعل الطردى لاستهلاك بعض أيونات الكلوريد المُضافة.

**(b) خفض المؤثر: استهلاك أيونات الكلوريد  $[Cl^-]$  للتقليل من تركيزها.**



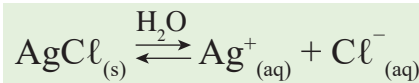
**(c)** سوف يُزاح موضع الاتّزان في اتجاه التفاعل المُستهلك لأيونات الكلوريد، أي نحو اليمين.

**(2)** في أثناء إزاحة اتّجاه التفاعل نحو اليمين، سيتمّ استهلاك أيونات  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}(\text{aq})$  أيضًا، وينتج عن ذلك أيونات  $\text{CoCl}_4^{2-}(\text{aq})$  ذات اللون الأزرق الداكن. لهذا، سيلاحظ أن لون المحلول سيتغيّر إلى اللون الأزرق الداكن.

**ملحوظة:** يُطلق على عملية إضافة ملح قابل للذوبان إلى محلول يحتوي على أيونات مماثلة في حالة إتزان، وملاحظة الإزاحة في موضع الاتزان، تسمية تأثير الأيون المشترك *common ion effect*.



ملح كلوريد الفضة شحيح الذوبان في الماء حيث يتأين بنسبة قليلة في الماء ليصل إلى حالة الاتزان بحسب المعادلة الكيميائية الآتية:



إذا أُضيفت كمية قليلة من محلول كلوريد البوتاسيوم KCl:

(1) توقّع الإزاحة في موضع الاتزان.

(2) توقّع: هل تزداد كتلة كلوريد الفضة ( $\text{AgCl}_{(s)}$ ) أم تقلّ، أم تبقى ثابتة دون تغيّر عند الإتزان؟

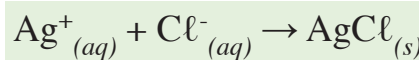
**الحلّ**

(a) حدّد المؤثر الذي سبّب إزاحة موضع الاتزان.

(b) حدّد ما يُقلّل أثر هذا المؤثر.

(c) حدّد اتجاه إزاحة موضع الاتزان.

(1) ينتج عن إذابة KCl في المحلول أيونات بوتاسيوم، وأيونات كلوريد:  $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ . فأيونات البوتاسيوم لا تدخل في التفاعل. لذلك فهي لا تؤدي إلى أية إزاحة في موضع الاتزان. أما أيونات الكلوريد فتتفاعل مع أيونات الفضة وتترسّب خارج المحلول في هيئة راسب أبيض اللون هو كلوريد الفضة  $\text{AgCl}_{(s)}$ :



لذا، تتم إزالة أيونات الفضة من تفاعل الاتزان.

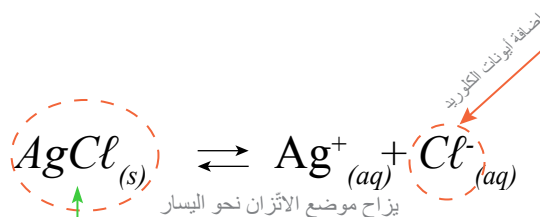
**(a) المؤثر:** يزداد تركيز أيونات الكلوريد  $[\text{Cl}^-]$  في النظام المتزن:

بتطبيق مبدأ لوشاتيليه: لتعديل هذا المؤثر يُزاح النظام المتزن بالاتجاه العكسي لتقليل تركيز أيونات الكلوريد وتكوين مزيد من الراسب الأبيض كلوريد الفضة  $\text{AgCl}$ .

**(b) خفض المؤثر:** إنتاج المزيد من كلوريد الفضة  $\text{AgCl}$ .

ينتج كلوريد الفضة في التفاعل العكسي، لذلك يُرجّح التفاعل العكسي على التفاعل الطردي.

**(c) سوف يُزاح النظام في اتجاه التفاعل الذي ينتج المزيد من كلوريد الفضة، أي نحو اليسار.**

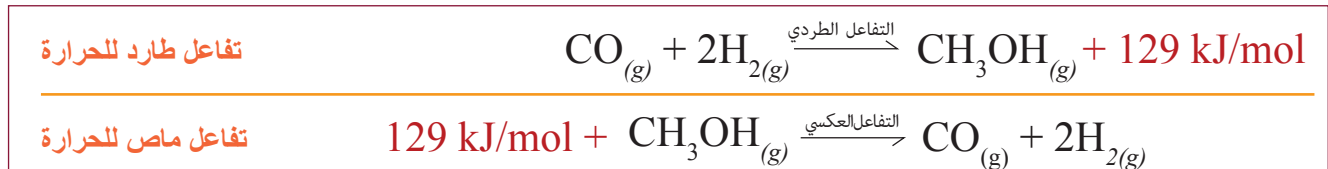


(2) أثناء إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار يُرجّح التفاعل العكسي. تزداد كتلة كلوريد الفضة  $\text{AgCl}$  أي يزداد الراسب الأبيض.

هل يحدث نفس التأثير إذا تمت إضافة مزيد من كلوريد الفضة الصلب بدلاً من إضافة كلوريد البوتاسيوم؟  
فسّر إجابتك.

## أثر تغير درجة الحرارة في حالة الاتزان الكيميائي

يؤدي التغير في درجة الحرارة إلى إزاحة في موضع الاتزان لأي تفاعلات تتضمن تغيراً في الطاقة، وهذا يتضمن التفاعلات الطاردة للحرارة (التي تنطلق منها حرارة)، والماصة للحرارة أيضاً (التي تمتص حرارة). ويبين الشكل 5-17 تفاعلاً انعكاسياً يصاحبه تغير في الطاقة سواء على جهة المواد الناتجة، أو على جهة المواد المتفاعلة. لاحظ هذه النقطة المهمة: عندما يكون التفاعل الأمامي طارداً للحرارة، يجب أن يكون التفاعل العكسي ماصاً لها.



الشكل 5-17 تغير الطاقة في التفاعل الطردي والتفاعل العكسي.

إضافة طاقة حرارية إلى التفاعل الطارد للحرارة الموجود في الشكل 5-17 يؤدي إلى ارتفاع درجة حرارة النظام المتزن، وهذا المؤثر مشابه تماماً لعملية إضافة مادة ناتجة. لذلك، ستحدث إزاحة في موضع الاتزان بطريقة ما لإعادة النظام إلى الاتزان من جديد؛ هنا يُزاح الاتزان نحو اليسار لإنتاج المزيد من المواد المتفاعلة (التفاعل العكسي الماص للحرارة). ويُلخص الجدول 5-2 تأثير التغير في درجة الحرارة على نظام متزن.

جدول 5-2 تأثير التغير في درجة الحرارة على نظام متزن.

المؤثر	نوع التفاعل	الإزاحة في موضع الاتزان	التأثير في k
ارتفاع درجة الحرارة	طارد للحرارة ( $\Delta H < 0$ )	يُزاح باتجاه اليسار	يقلّ
انخفاض درجة الحرارة		يُزاح باتجاه اليمين	يزداد
ارتفاع درجة الحرارة	ماص للحرارة ( $\Delta H > 0$ )	يُزاح باتجاه اليمين	يزداد
انخفاض درجة الحرارة		يُزاح باتجاه اليسار	يقلّ

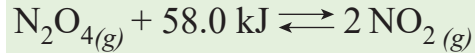
تبعاً لمبدأ لوشاتيليه: إنَّ زيادة درجة الحرارة تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان نحو الاتجاه الذي يتم فيه امتصاص الحرارة، وخفض درجة الحرارة يؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان نحو اتجاه يُطلق خلاله الحرارة.

ولفهم ما يُسبب إزاحة النظام المتزن، خذ بعين الاعتبار النقطتين الآتيتين:

- إن ارتفاع درجة حرارة النظام يعني أن الجسيمات جميعها تتحرك بسرعة أكبر. لهذا، تتصادم الجسيمات بشكل متكرر وأسرع، ما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعلين الطردي والعكسي.
- تحدث إزاحة في موضع الاتزان لأن سرعة أحد التفاعلين تزداد بشكل أكبر من سرعة التفاعل المعاكس له. يحدث التغير في موضع الاتزان بسبب الاختلاف في طاقة تنشيط التفاعل الطردي والتفاعل العكسي. حيث تكون طاقة تنشيط التفاعل الماص للحرارة أعلى من طاقة تنشيط التفاعل الطارد للحرارة، ويوضح الجدول 5-2:
- أن زيادة درجة الحرارة تؤدي إلى إزاحة الاتزان ناحية الجهة التي يتم فيها امتصاص الحرارة والعكس فإن خفض درجة الحرارة يؤدي إلى إزاحة الاتزان ناحية الجهة التي يتم فيها انطلاق حرارة.
- كما أن زيادة درجة الحرارة تزيد قيمة ثابت الاتزان للتفاعل الماص للحرارة وتقلل من قيمة ثابت الاتزان للتفاعل الطارد للحرارة (K).
- وبالعكس عند خفض درجة الحرارة تقل قيمة ثابت الاتزان للتفاعل الماص للحرارة وتزداد قيمة ثابت الاتزان للتفاعل الطارد للحرارة (K).



يخضع غاز رباعي أكسيد ثنائي النيتروجين ( $N_2O_4$ ) إلى تفاعل تفكك ماص للحرارة ليُحقّق حالة اتزان مع غاز ثاني أكسيد النيتروجين ( $NO_2$ )، كما في المُعادلة الكيميائية الآتية:



فإذا انخفضت درجة الحرارة:

- (1) توقّع اتجاه الإزاحة في موضع الاتزان.
- (2) كيف سيتغيّر تركيز غاز ثاني أكسيد النيتروجين ( $NO_2$ )؟
- (3) كيف تتغير قيمة ثابت الاتزان K للتفاعل؟

**الحلّ**

(a) المؤثر الذي سبّب إزاحة موضع الاتزان.

(b) حدّد ما يُقلّل أثر هذا المؤثر.

(c) حدّد اتجاه إزاحة موضع الاتزان.

**(1)** كما ذكر في المثال، فقد انخفضت درجة الحرارة.

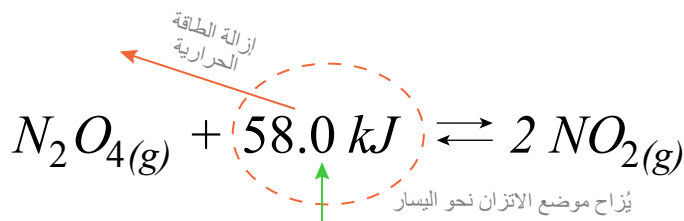
**(a) المؤثر: تمّت إزالة الطاقة الحرارية (انخفاض درجة الحرارة).**

وبتطبيق مبدأ لوشاتيليه: سيتغيّر اتجاه التفاعل لتقليل المؤثر. فإذا انخفضت درجة الحرارة في النظام، فإنّ موضع الاتزان يُزاح لإنتاج المزيد من الطاقة الحرارية، وبالتالي يُرجّح التفاعل الطارد للحرارة (يُزاح نحو اليسار).

**(b) خفض المؤثر: ترجيح التفاعل الطارد للحرارة لإنتاج الطاقة الحرارية (ارتفاع درجة الحرارة).**

التفاعل العكسي هو التفاعل الطارد للحرارة.

**(c) يُزاح النظام إلى اليسار (يُرجّح التفاعل العكسي الطارد للحرارة).**



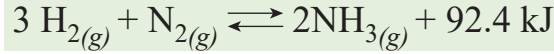
**(2)** يستهلك التفاعل العكسي غاز ثاني أكسيد النيتروجين ( $NO_2$ ) لهذا، يقلّ تركيز هذا الغاز.

**(3)** التفاعل ماص للحرارة، خفض درجة الحرارة يؤدي لزيادة تركيز المتفاعلات ونقص تركيز النواتج لذا، تقل قيمة ثابت الاتزان K.





يُعدّ إنتاج غاز الأمونيا من عملية هابر تفاعلاً طارداً للحرارة، كما يُشير وجود طاقة حرارية في طرف النواتج للمعادلة الكيميائية الآتية:



حدّد: هل يجب رفع درجة الحرارة، أم خفضها لزيادة إنتاج غاز الأمونيا (NH<sub>3</sub>)؟

**الحلّ**

يتم حلّ هذا المثال بطريقة عكسية:

(a) حدّد اتّجاه إزاحة موضع الاتّزان لإنتاج المزيد من غاز الأمونيا

(b) حدّد كيفية خفض هذا المؤثّر

(c) حدّد المؤثّر

تنتج الأمونيا في التفاعل الطردى.

**(a)** يجب أن يكون اتّجاه إزاحة موضع الاتّزان نحو اليمين.

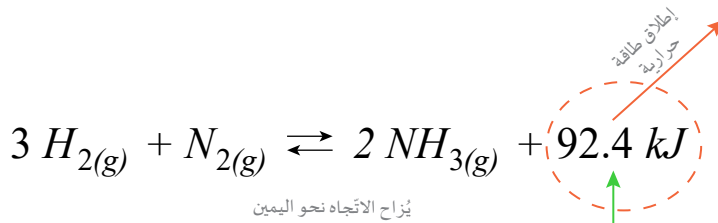
يكون التفاعل الطردى طارداً للحرارة، لأنه يُطلق طاقة حرارية، ويميل إلى رفع درجة حرارة النظام.

**(b)** خفض المؤثّر: سيتغيّر اتّجاه التفاعل لرفع درجة الحرارة.

وبتطبيق مبدأ لوشاتيليه: خفض درجة الحرارة يؤدي لإزاحة موضع الاتزان نحو النواتج.

**(c)** المؤثّر: يجب خفض درجة الحرارة.

في عملية هابر، سيتم تناول هذا المثال عن طريق تحديد درجة الحرارة المثلى التي تُوازن سرعة التفاعل أثناء إزاحة موضع الاتّزان نحو اليمين. وكتطبيق صناعي لعملية هابر، فسوف تتراوح درجة الحرارة فيها بين 400°C، و500°C.



## أثر تغير الضغط في حالة الاتزان الكيميائي

يتغير ضغط غاز ما نتيجة التغير في درجة الحرارة أو الحجم أو التركيز وكما ناقشنا سابقاً الإزاحة في موضع الاتزان الناتجة عن التغيرات في درجة الحرارة والتركيز بشكل منفصل، فإننا سنسلط الضوء هنا على التغير في الضغط الناتج عن التغير في حجم وعاء التفاعل. وهناك شرطان لحدوث إزاحة في موضع الاتزان نتيجة التغير في الضغط، وهما:

1. أن يحتوي التفاعل الانعكاسي مادة واحدة على الأقل في الحالة الغازية.
  2. أن يكون عدد المولات الكلية للجسيمات الغازية الموجودة على الطرف الأيسر للمعادلة الموزونة ( $n_R$ ) مختلفاً عن عدد المولات الكلية للجسيمات الغازية الموجودة على الطرف الأيمن للمعادلة الموزونة ( $n_P$ ).
- يلخص الجدول 3-5 إزاحة موضع الاتزان نتيجة التغيرات في الضغط.
- عندما يقلّ الضغط (بسبب ازدياد الحجم) على نظام مُتزن، يُزاح التفاعل نحو الاتجاه ذي عدد المولات الغازية الأكثر. وبهذا يزداد الضغط إلى أن يُحقق التفاعل حالة اتزان جديدة.
  - عندما يزداد الضغط (بسبب نقصان الحجم) على نظام مُتزن، يُزاح التفاعل نحو الاتجاه ذو عدد المولات الغازية الأقل، وبهذا يقلّ الضغط إلى أن يُحقق التفاعل حالة اتزان جديدة.
  - في التفاعلات التي لديها عدد مولات كلي متساوٍ من الجسيمات الغازية الموجودة على طرفي المعادلة الموزونة ( $n_R = n_P$ )، فإنّ هذا النظام المتزن لا يتأثر بالتغير في الضغط.

**ملحوظة:** لا تتأثر كميات المواد الصلبة أو السائلة النقية أو تراكيز المحاليل المائية بتغير حجم وعاء التفاعل.

جدول 3-5 إزاحة في موضع الاتزان نتيجة التغيرات في الضغط.

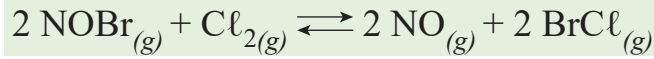
مؤثرات التغير في الضغط			
المؤثر	* نوع التفاعل	الإزاحة في موضع الاتزان	التأثير في k
زيادة الضغط 	$n_{R(g)} < n_{P(g)}$	يُزاح باتجاه اليسار 	لا تغير 
نقصان الضغط 		يُزاح باتجاه اليمين 	لا تغير 
زيادة الضغط 	$n_{R(g)} > n_{P(g)}$	يُزاح باتجاه اليمين 	لا تغير 
نقصان الضغط 		يُزاح باتجاه اليسار 	لا تغير 
زيادة الضغط 	$n_{R(g)} = n_{P(g)}$	لا تغير	لا تغير 
نقصان الضغط 		لا تغير	لا تغير 

$$*n_{R(g)} = \text{عدد المولات الكلية للمواد المتفاعلة الغازية}, n_{P(g)} = \text{عدد المولات الكلية للمواد الناتجة الغازية}$$

التغيرات في الضغط الناتجة عن إضافة أو إزالة جسيمات غازية داخلية في حالة الاتزان سوف تؤدي إلى تغيرات لا يمكن أن تتوقعها التطبيقات البسيطة لمبدأ لوشاتيليه. ثم إن إضافة أو إزالة الغاز الذي لن ينتج عنه تغير كيميائي (مثل الغاز النبيل) في وعاء التفاعل لن تؤدي إلى إزاحة في موضع الاتزان.



إذا تم خفض الضغط ، مع ثبات درجة الحرارة، في حالة الاتزان الآتية:



(1) توقّع التغيّر في حالة الاتزان التي حدثت.

(2) توقّع: هل تزداد كمّية غاز الكلور ( $\text{Cl}_2$ ) الموجودة في وعاء التفاعل، أم تقلّ، أم تبقى ثابتة كما هي. ادعم توقُّعك.

**الحلّ**

(a) حدّد المؤثّر.

(b) حدّد ما يُقلّل أثر هذا المؤثّر.

(c) حدّد اتجاه الإزاحة في موضع الاتزان.

**1.** كما ذكر في المثال، انخفض الضغط داخل النظام المتّزن بازدياد حجم وعاء التفاعل.

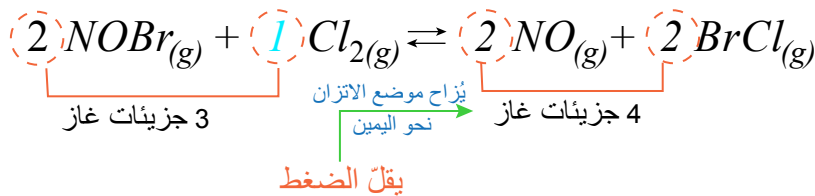
**(a) المؤثّر: انخفاض الضغط.**

بتطبيق مبدأ لوشاتيليه: يُزاح موضع الاتزان للتخفيف من المؤثّر، أي بالاتّجاه الذي يحتوي على عدد مولات غازية أكثر (الاتجاه الطردى).

**(b) خفض المؤثّر: من خلال زيادة الضغط في النظام.**

يُمكن زيادة الضغط من خلال إزاحة موضع الاتزان بترجيح التفاعل الذي يُنتج عددًا كَلِيًّا لجُزيئات غاز أكثر، حيث تنتج أربعة جُزيئات غاز في التفاعل الطردى، وتنتج ثلاثة جُزيئات غاز فقط في التفاعل العكسي.

**(c) يجب أن يُزاح موضع الاتزان نحو اليمين.**

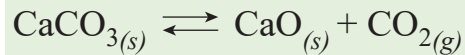


يُزاح موضع الاتزان نحو اليمين لإنتاج 4 مولات من المواد الغازية في طرف النواتج من المعادلة الموزونة. وبالتالي، يزداد الضغط ويقلّ تأثير المؤثّر. اعلم أن الاتزان لا يمكن أن يُعاد كما كان قبل إضافة المؤثّر على النظام المتّزن. في معظم الحالات، يُطبّق مبدأ لوشاتيليه على الأنظمة المتّزنة لخفض المؤثرات التي تسبب اضطرابًا في هذه الأنظمة، ولكنّه لا يزيلها كَلِيًّا.

**2.** سيتمّ استهلاك غاز الكلور ( $\text{Cl}_2$ ) في التفاعل الطردى. ولأنّ التفاعل الطردى هو المُرجّح لزيادة ضغط النظام، فإنّ كمّية هذا الغاز تقلّ.



تتفكك كربونات الكالسيوم، وتُحقّق حالة اتزان في نظام مُغلق بحسب المُعادلة الكيميائية الآتية:



(1) توقّع الإزاحة في موضع الاتزان الذي سوف يحدث عندما يزداد الضغط.

(2) وضح كيف تؤثر إضافة كربونات الكالسيوم ( $\text{CaCO}_3$ ) إلى وعاء التفاعل في حالة الاتزان.

**الحلّ**

(a) حدّد المؤثر.

(b) حدّد ما يُقلّل أثر هذا المؤثر.

(c) حدّد اتجاه الإزاحة في موضع الاتزان.

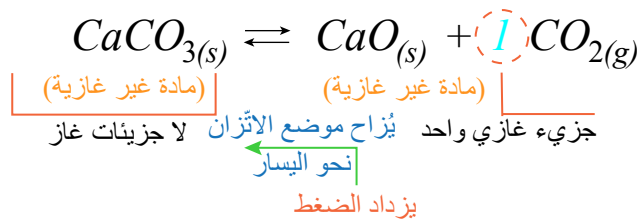
**1.** كما ذكر في المثال، يزداد الضغط بنقصان حجم وعاء التفاعل.

**(a) المؤثر: زيادة الضغط في النظام.**

بتطبيق مبدأ لوشاتيليه: يُزاح اتجاه التفاعل لخفض المؤثر: عندما يزداد الضغط في نظام مُتزن، يُرجّح التفاعل الذي يُخفض الضغط.

**(b) خفض المؤثر: تقليل الضغط.**

لتقليل الضغط يُزاح موضع الاتزان ليُرجّح التفاعل الذي يُنتج عدد جزيئات غازية أقل. ومن خلال المعادلة الكيميائية، ينتج جزيء غازي واحد في التفاعل الطردي، ولا تنتج أيّة جزيئات غازية في التفاعل العكسي. لذلك، يُرجّح التفاعل العكسي لتخفيف الضغط في هذا النظام.



**(c) يجب أن يُزاح موضع الاتزان نحو اليسار.**

**2.** لن تؤدي إضافة كربونات الكالسيوم إلى وعاء التفاعل إلى أيّة إزاحة في موضع الاتزان، لأن كربونات الكالسيوم مادة صلبة. إنّ إضافة المواد الصلبة أو السوائل النقية أو المحاليل المائية لن تؤدي إلى تغيير في الضغط في داخل وعاء التفاعل.

وضح المعلومات الإضافية التي يمكن أن تحتاج إليها في المثال أعلاه لتوقّع الإزاحة في موضع الاتزان التي تنتج عن تغيير في درجة الحرارة.





إذا أُعطيت النظام المتوازن الآتي:



- (1) توقّع الإزاحة في موضع الاتزان الذي سوف يحدث إذا تغيّر حجم وعاء التفاعل من 1.00 L إلى 1.50 L.
- (2) وضّح كيف تتغيّر سرعة التفاعلات النسبية لكلا التفاعلين، الطردى والعكسي، استجابة للمؤثر الذي حدث في النظام المتوازن.

**الحلّ**

- (a) حدّد المؤثر.
  - (b) حدّد ما يقلّل أثر هذا المؤثر.
  - (c) حدّد اتجاه الإزاحة في موضع الاتزان.
- 1.** يزداد الحجم من 1.00 L إلى 1.50 L، وهناك علاقة عكسية بين الحجم في نظام غازي مغلق والضغط: كلما ازداد حجم الوعاء انخفض الضغط.

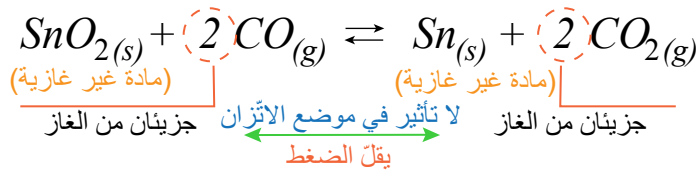
**(a) المؤثر: انخفاض الضغط.**

بتطبيق مبدأ لوشاتيليه: يُزاح اتجاه التفاعل لخفض المؤثر، ممّا يؤدي إلى الإزاحة في موضع الاتزان ليرجع التفاعل الذي يزيد الضغط.

**(b) خفض المؤثر: ازدياد الضغط.**

يزداد الضغط بإزاحة موضع الاتزان ليرجع التفاعل الذي يُنتج عدد جزيئات غازية أكثر. بحسب المعادلة الكيميائية، ينتج جزيئان من الغاز في التفاعل الطردى، وجزيئان من الغاز في التفاعل العكسي. لذلك، لن يكون هنالك أيّ إزاحة في كلا الاتجاهين يمكن أن يزيد عدد جزيئات الغاز الناتجة.

**(c) لا يوجد إزاحة في موضع الاتزان.**



- 2.** سوف يسهم ازدياد حجم وعاء التفاعل في زيادة المسافة بين الجسيمات المتفاعلة بشكل متساوٍ نسبياً في كلا التفاعلين، الطردى والعكسي. نتيجة لذلك، تقلّ التصادمات التي تحدث بين الجسيمات المتفاعلة في كلا التفاعلين، الطردى والعكسي. بشكل متساوٍ نسبياً أيضاً. لهذا، يحدث كلا التفاعلين، الطردى والعكسي، بشكل أبطأ مما كان عليه النظام قبل حدوث المؤثر، إضافة إلى أن التفاعلين سوف يحدثان بسرعتين متساويتين.

**أثر إضافة العامل الحفّاز على موضع الاتزان**

لا تؤثر إضافة العامل الحفّاز على موضع الاتزان، وذلك لأن إضافة العامل الحفّاز تؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل في الاتجاه الطردى (الأمامي) والاتجاه العكسي بنفس المقدار، وذلك لأن العامل الحفّاز يقلّل طاقة التنشيط لهذين التفاعلين بنفس المقدار.



## ملاحظة عامة :

لأي تفاعل في حالة اتزان لا تؤدي عملية إضافة أو إزالة بعض (وليس كل) الجسيمات التي تكون في الحالة الصلبة أو السائلة النقية الموجودة في حالة اتزان، إلى إزاحة في موضع الاتزان مادام هناك بعض من المادة الصلبة أو السائلة، لأن قيم كثافتها تكون ثابتة عند درجة حرارة وضغط مُحدَّدين.

## ملخص أنواع المؤثرات والاستجابات

يبين الجدول 4-5 استجابة أحد الأنظمة الموجودة في حالة اتزان كيميائي لعدة أنواع من المؤثرات المألوفة لدينا. لاحظ أن الاستجابة تعتمد على كل من: نوع النظام، ونوع المؤثر.

يبين العمود الموجود في أقصى يسار الجدول مدى تأثير المؤثرات في ثابت اتزان التفاعل ( $K$ )، لاحظ أن ثابت الاتزان يتأثر فقط بالتغير بدرجة حرارة النظام.

جدول 4-5 ملخص أنواع المؤثرات والتأثيرات في الاتزان.

مؤثرات التغير في التركيز		
المؤثر	الإزاحة في موضع الاتزان	التأثير في $K$
زيادة تركيز المادة المتفاعلة	يُزاح باتجاه اليمين	لا تغير
زيادة تركيز المادة الناتجة	يُزاح باتجاه اليسار	لا تغير
نقصان تركيز المادة المتفاعلة	يُزاح باتجاه اليسار	لا تغير
نقصان تركيز المادة الناتجة	يُزاح باتجاه اليمين	لا تغير

مؤثرات التغير في درجة الحرارة			
المؤثر	نوع التفاعل	الإزاحة في موضع الاتزان	التأثير في $K$
ارتفاع درجة الحرارة	طارِد للحرارة ( $\Delta H < 0$ )	يُزاح باتجاه اليسار	يقلّ
انخفاض درجة الحرارة		يُزاح باتجاه اليمين	يزداد
ارتفاع درجة الحرارة	ماصٌّ للحرارة ( $\Delta H > 0$ )	يُزاح باتجاه اليمين	يزداد
انخفاض درجة الحرارة		يُزاح باتجاه اليسار	يقلّ

مؤثرات التغير في الضغط			
المؤثر	* نوع التفاعل	الإزاحة في موضع الاتزان	التأثير في $K$
زيادة الضغط	$n_{R(g)} < n_{P(g)}$	يُزاح باتجاه اليسار	لا تُغيّر
نقصان الضغط		يُزاح باتجاه اليمين	لا تُغيّر
زيادة الضغط	$n_{R(g)} > n_{P(g)}$	يُزاح باتجاه اليمين	لا تُغيّر
نقصان الضغط		يُزاح باتجاه اليسار	لا تُغيّر
زيادة الضغط	$n_{R(g)} = n_{P(g)}$	لا تُغيّر	لا تُغيّر
نقصان الضغط		لا تُغيّر	لا تُغيّر

$n_{R(g)}^* =$  عدد المولات الكلية للمواد المتفاعلة الغازية،  $n_{P(g)} =$  عدد المولات الكلية للمواد الناتجة الغازية



## الأتزان الكيميائي

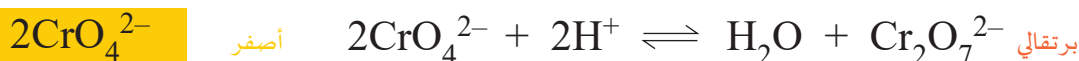
2-5

هل يمكن ملاحظة حالات الأتزان وتحليلها؟	سؤال الاستقصاء
محاليل: $K_2Cr_2O_7$ تركيزه 0.1 M، $H_2SO_4$ تركيزه 1.0 M، NaOH تركيزه 0.2 M، أنبوب اختبار 15mL، حامل أنابيب اختبار، عصا تحريك طويلة، نظارات واقية.	المواد المطلوبة

### المُقدِّمة:

لاحظ العرض العملي لتجربة الأتزان المسماة "الزجاجة الزرقاء"، ثم سجّل ملاحظاتك، واقترح فرضية لملاحظتك. نشاط عملي (اعمل في مجموعات ثنائية):

يتفكك ثاني كرومات البوتاسيوم ( $K_2Cr_2O_7$ ) لتكوين أيونات  $Cr_2O_7^{2-}$  البرتقالية اللون في المحلول المائي، أما كرومات البوتاسيوم ( $K_2CrO_4$ ) فيتفكك لتكوين أيونات  $CrO_4^{2-}$  الصفراء، حيث يكون هذان المركبان نظامًا متزنًا يتغيّر لونه بحسب المعادلتين الآتيتين:



1. ضع 20 نقطة من محلول  $K_2Cr_2O_7(aq)$  في أنبوب اختبار سعة 15mL.
2. أضف 20 نقطة من محلول  $NaOH(aq)$ ، وحرك، ثم سجّل ملاحظاتك.
3. أضف 20 نقطة من محلول  $H_2SO_4(aq)$ ، وحرك، ثم سجّل ملاحظاتك.
4. كرّر الخطوتين 2، و3 إلى أن يمتلئ أنبوب الاختبار.

### الأسئلة

- (a) استخدم مبدأ لوشاتيليه لتفسير التغيّر في اللون الذي يحدث عند إضافة محلول NaOH إلى محلول  $K_2Cr_2O_7$ ؟
- (b) استخدم مبدأ لوشاتيليه لتفسير التغيّر في اللون الذي يحدث عند إضافة محلول  $H_2SO_4$  إلى محلول  $K_2CrO_4$ ؟

### أتزان ثاني أكسيد الكبريت



أكمل الجدول أدناه إذا أعطيت معادلة الأتزان الآتية:



المؤثر	$SO_3$ التغيّر في كمية	$SO_2$ التغيّر في كمية	$O_2$ التغيّر في كمية
ازدياد $O_2$			
نقصان $O_2$			
ارتفاع درجة الحرارة			
انخفاض درجة الحرارة			
ازدياد الضغط			
نقصان الضغط			

## تقويم الدرس 2-5



1. ماذا يحدث عندما يُزاح موضع الاتزان لتفاعل متزن نحو اليسار نتيجة وجود مؤثر خارجي ما؟

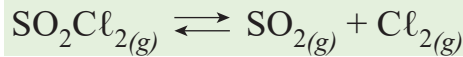
a. يحدث التفاعل الطردي بشكل أسرع من التفاعل العكسي.

b. يزداد تركيز المواد المتفاعلة.

c. يزداد تركيز المواد الناتجة.

d. لا يتأثر تركيز المواد المتفاعلة.

2. أي من الآتي لا يُزاح فيه موضع الاتزان نحو اليسار في التفاعل المُبَيَّن بالمُعَادِلَةِ الآتِيَةِ؟



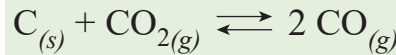
a. إضافة  $\text{He}_{(g)}$

b. إضافة كمية من غاز الكلور  $\text{Cl}_{2(g)}$

c. إزالة كمية من  $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(g)}$

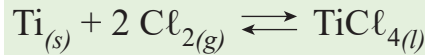
d. خفض الحجم

3. ماذا يحدث لتركيز  $\text{CO}_{(g)}$  عندما يزداد الضغط على النظام المتزن الآتي:



4. يمكن أن يتكوّن رباعي كلوريد التيتانيوم عن طريق تفاعل فلزّ التيتانيوم مع غاز الكلور، وهذا

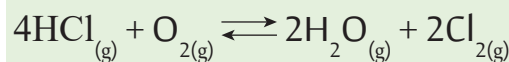
التفاعل انعكاسي، ويشكّل حالة الاتزان الآتية:



ما الاتجاه الذي يجب أن يُزاح فيه موضع الاتزان لزيادة كمية  $\text{TiCl}_4$  الناتجة؟ هل يجب إضافة

كمية من غاز الكلور  $\text{Cl}_2$  إلى النظام أم إزالتها منه لحدوث هذه الإزاحة؟

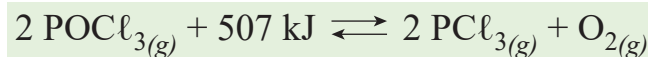
5. ماذا يحدث لموضع الإتزان للتفاعل المتزن الآتي عند زيادة حجم وعاء التفاعل؟



وضّح ذلك باستخدام مبدأ لوشاتيليه.

6. وضّح باستخدام مبدأ لوشاتيليه ما يحدث لكمية  $\text{O}_2$  عندما تنخفض درجة حرارة النظام المتزن

الآتي:



7. وضّح باستخدام مبدأ لوشاتيليه ما يحدث لموضع الاتزان للتفاعل المتزن الآتي عند نقص

حجم وعاء التفاعل؟



## الدرس 3-5

# الاتزان في المحاليل الحمضية والقاعدية

## Equilibrium in acidic and basic solutions



الشكل 5-18 الخليج العربي قبالة لوسيل في قطر، بتاريخ 10 يونيو 2020.



الشكل 5-19 تغير اللون في أدلة الأحماض والقواعد.

تُساعد تفاعلات اتزان الأحماض والقواعد في أنظمة التحكم بالتنظيم البيولوجي لدرجة الحموضة pH في الدم، والتحكم بتركيز ثاني أكسيد الكربون المخزن في المحيطات والبحار والخلجان والبُحيرات (الشكل 5-18). تُفسّر هذه التفاعلات أيضًا كيف تحدث تغيرات اللون في أدلة الأحماض والقواعد (الشكل 5-19) المُستخدمة في تحليل تراكيز المحلول، وتُفسّر سبب حدوثها.

### مخرجات التعلّم

**C1208.1** يصف نظرية برونستيد-لوري للأحماض والقواعد. ويدرك المقصود بكل من المصطلحات الآتية:  $K_a$ ,  $pK_a$ ,  $K_w$ , pH. ويستخدم هذه المفاهيم في إجراء حسابات مثل حساب الرقم الهيدروجيني pH لمحاليل حمضية وقاعدية ضعيفة.

**C1208.2** يدرك أن الأدلة هي أحماض ضعيفة، ويُفسّر كيفية اختيار الأدلة المناسبة أثناء معايرات الأحماض والقواعد، مع الأخذ في عين الاعتبار ثابت تفكك الدليل.

**C1208.3** يصف كيفية تنظيم المحاليل المنظمة للرقم الهيدروجيني (pH) (بما في ذلك دور  $\text{HCO}_3^-$  في تنظيم درجة حموضة الدم) وحساب الرقم الهيدروجيني (pH) للمحاليل المنظمة بتوفر البيانات المناسبة.

### المفردات



Conjugate pairs	أزواج مترافقة
Amphoteric (amphiprotic) substances	مواد أمفوتيرية (مُترددة)
Acid-base titration	مُعَايرة الأحماض والقواعد
Acid-base indicators	أدلة الأحماض والقواعد
Equivalence point	نقطة التكافؤ (التعادل)
End point	نقطة النهاية
Buffer solutions	محاليل مُنظمة
Henderson-Hasselbalch equation	مُعادلة هندرسون-هاسلبالش
Burette	سحاحة



## تأرجح الألوان - عرض ظاهرة الاتزان

### نشاط عرض

يتكوّن خلال هذا النشاط غاز كلوريد الهيدروجين ( $HCl$ ). لذلك، يجب أن يقوم المُعلِّم بالعرض التوضيحي الآتي في خزانة الأبخرة. يجب توخّي الحذر لأن المحلول قابل للاشتعال.



الشكل 20-5 الصبغات الشائعة هي مُستخلّصات نباتية مُذابة في الإيثانول.

1. أسكب 250 mL من محلول كلوريد النحاس (II)  $0.1\text{ M CuCl}_2$  المُعدّ بنسبة 95 % من الإيثانول، في كأس سعة 1000 mL. يعرف هذا النوع من المحاليل بإسم "الصبغة" (الشكل 20-5).

2. ضع مغناطيس تحريك في الكأس. ضع الكأس على لوحة التحريك المغناطيسية (الشكل 21-5) الموضوعة في خزانة الأبخرة. شغل لوحة التحريك المغناطيسية.

3. أضف الماء المُقطّر ببطء إلى أن تُلاحظ تغيّر اللون.

4. أضف ببطء حمض الهيدروكلوريك المركز ( $HCl$ ) إلى أن يتغيّر اللون مرّة أخرى ويعود إلى اللون الأصلي.

5. أضف الماء المُقطّر ببطء حتى يتغيّر اللون مرّة أخرى.

6. كرّر الخطوتين 4 و 5 مرّتين أُخريين.

### التحليل

لأنّ الماء المُقطّر نقي، فإن تغيّر اللون الذي حدث عند إضافة الماء المُقطّر سببه الماء فقط. وفي المقابل، يُضيف حمض الهيدروكلوريك كلاً من أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) وأيونات الكلوريد ( $Cl^-$ ) إلى المحلول.



الشكل 21-5 كأس محلول كلوريد النحاس (II) على لوحة التحريك المغناطيسية.

اعمل مع زميل لك على ابتكار طريقة لاختبار تغيّر اللون عند إضافة حمض الهيدروكلوريك: أهو ناتج عن أيونات الهيدروجين، أم عن أيونات الكلوريد أو عن كليهما؟



## مراجعة نظريات الأحماض والقواعد

### نظرية أرهينيوس

تذكر تعريف أرهينيوس للأحماض والقواعد:

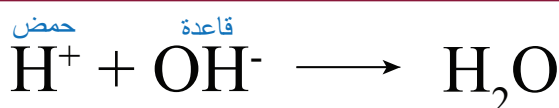
- الأحماض موادٌ تُنتج محاليلها المائية أيونات الهيدروجين ( $H^+$ )، كونها الأيونات الموجبة الوحيدة في المحلول.
- القواعد هي موادٌ تُنتج محاليلها المائية أيونات الهيدروكسيد ( $OH^-$ )، كونها الأيونات السالبة الوحيدة في المحلول.

### نظرية برونستيد - لوري

- تذكر تعريف برونستيد - لوري للأحماض والقواعد:
- الأحماض موادٌ مانحة للبروتون.
- القواعد موادٌ مُستقبلة للبروتون.

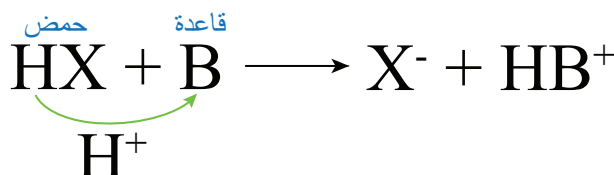
### الاختلافات الرئيسية بين نظريات الأحماض والقواعد

- في نظرية أرهينيوس ، لا يمكن أن توجد الأحماض والقواعد إلا في المحاليل المائية. لكن لا يوجد مثل هذا التقييد في نظرية برونستيد - لوري .
- في نظرية أرهينيوس، يمكن أن يوجد الحمض من دون قاعدة. لكن، في نظرية برونستيد - لوري، يجب أن توجد الأحماض دائماً (تتفاعل) مع القواعد.
- تستند نظرية أرهينيوس إلى مفهوم التعادل المُيّن في المُعادلة الأيونية النهائية الواردة في الشكل 5-22.



الشكل 5-22 المُعادلة الأيونية النهائية للتعادل.

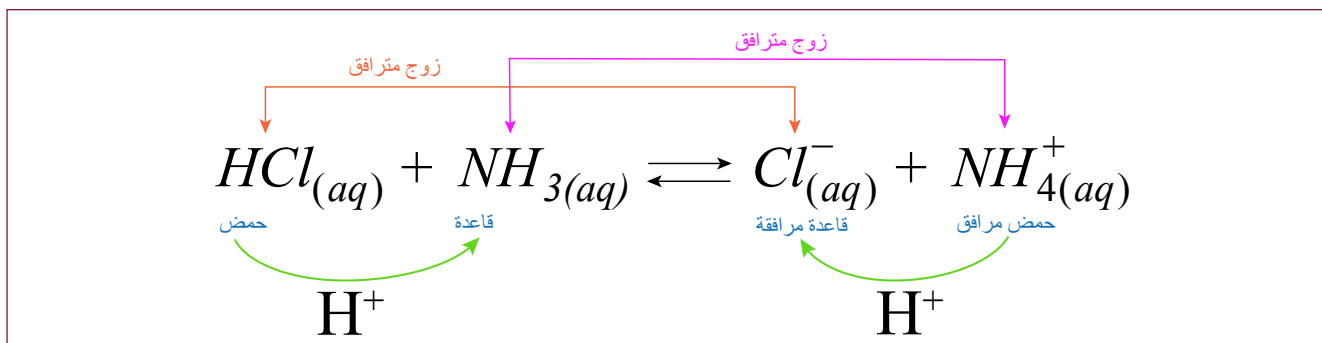
تستند نظرية برونستيد - لوري إلى مفهوم تبادل البروتون ( $H^+$ )، كما هو موضح في الشكل 5-23.



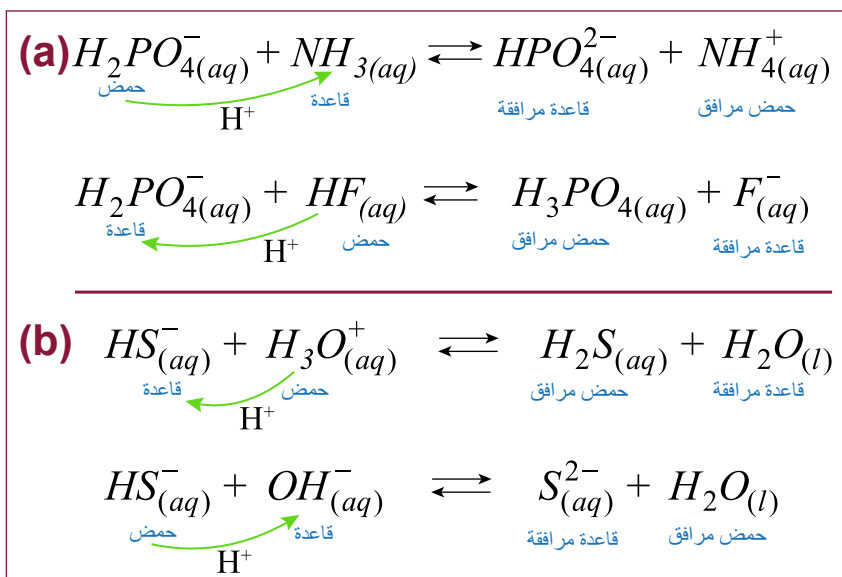
الشكل 5-23 تبادل البروتون بحسب نظرية برونستيد - لوري.

## الأزواج المترافقة والمواد الأمفوتيرية

ينتج عن نظرية برونستيد-لوري مفهوم الأزواج المترافقة **Conjugate pairs**. الأزواج المترافقة هي جسيمات تختلف بوجود أيون الهيدروجين أو عدمه. وهي الجسيمات وما تصبح عليه بعد منح بروتون أو استقباله. يكون أحد الجسيمات في الزوج حمض برونستيد-لوري، ويكون الآخر قاعدة برونستيد-لوري في التفاعل العكسي (الشكل 24-5).



الشكل 24-5 أزواج مترافقة حسب نظرية برونستيد - لوري.



الشكل 25-5 السلوك الأمفوتي لـ (a) أيونات فوسفات ثنائية الهيدروجين ( $H_2PO_4^{-}$ )، (b) أيونات كبريتيد الهيدروجين ( $HS^{-}$ ).

قد تكون بعض الجسيمات في نظرية برونستيد-لوري حمضاً أو قاعدة، بحسب المادة المتفاعلة معها. ويقال إن هذه الجسيمات هي مواد أمفوتيرية (مُترددة) **Amphoteric (amphiprotic)**.

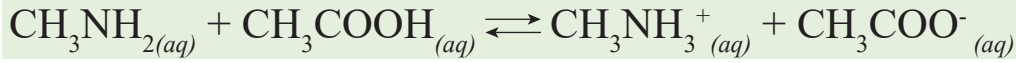
يوضح الشكل 25-5 أمثلة على تفاعلات لمواد أمفوتيرية كما في أيونات الفوسفات ثنائية الهيدروجين ( $H_2PO_4^{-}$ ) وأيونات كبريتيد الهيدروجين ( $HS^{-}$ ).

1. ما السمتان اللتان يجب أن تمتلكهما جميع المواد الأمفوتيرية؟
2. ليس ضرورياً أن تكون جميع المواد الأمفوتيرية ذات شحنة سالبة. ابحث في أمثلة على مواد أمفوتيرية متعادلة. ناقش نتائجك مع زملائك.

اشرح سبب عدم احتمال أن يكون الجسيم المشحون بشحنة موجبة أمفوتيرياً.

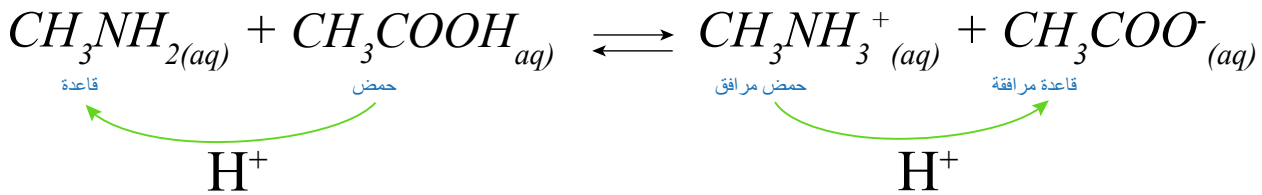
مثال 15

حدّد أحماض وقواعد برونستيد - لوري في التفاعل الانعكاسي الآتي:



الحلّ

- أحماض برونستيد - لوري هي موادّ مانحة للبروتون. في التفاعل الطردي، يمنح  $\text{CH}_3\text{COOH}$  بروتوناً لـ  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ . وفي التفاعل العكسي، يمنح  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  بروتوناً لـ  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .
- قواعد برونستيد - لوري موادّ مُستقبلة للبروتونات. في التفاعل الطردي، يستقبل  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  بروتوناً من  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . وفي التفاعل العكسي، يستقبل  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  بروتوناً من  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$ .



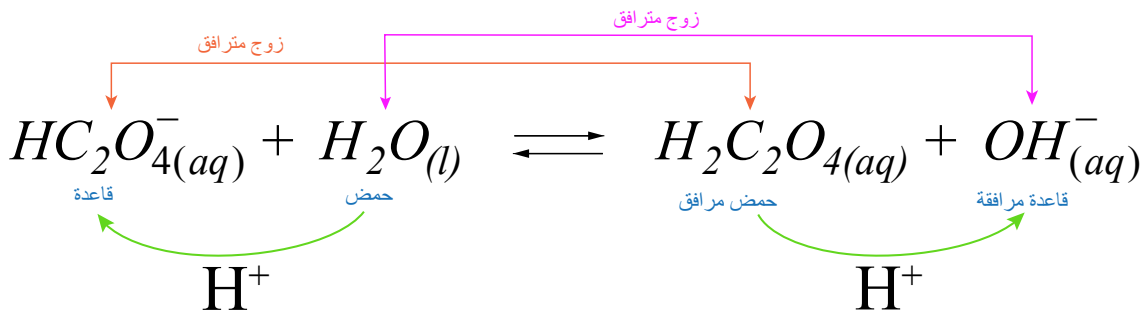
مثال 16

حدّد الأزواج المترافقة في التفاعل الانعكاسي الآتي:

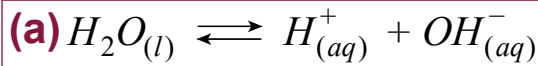


الحلّ

- يمنح جُزيء الماء  $\text{H}_2\text{O}$  بروتوناً لـ  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$  في التفاعل الطردي ويكون حمضاً، وتصبح القاعدة المُرافقة له  $\text{OH}^-$ .
- يستقبل  $\text{HC}_2\text{O}_4^-$  بروتوناً في التفاعل الطردي لذلك يعتبر قاعدة و ينتج عنه  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  الذي يعد الحمض المرافق له.



## التأين الطبيعي (الذاتي) للماء



$$(b) K_w = [H^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} M^2$$

**الشكل 5-26 (a)** المُعادلة الأيونية التي تصف التأين الطبيعي للماء، و (b) التعبير الذي يصف ثابت تأين الماء النقي عند 25°C.

يتأين الماء بشكل طبيعي إلى أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد للوصول لحالة الاتزان المُبَيَّنَة بالمُعادلة الكيميائية الواردة في (الشكل 5-26a). لهذا النظام المتزن ثابت اتزان يُرمز إليه بـ ( $K_w$ ). ويسمى ثابت تأين الماء النقي

كما في (الشكل 5-26b)، حيث قيمة  $K_w$  عند 25°C تساوي  $1.0 \times 10^{-14} M^2$ .

هذا يعني أن عينة من الماء النقي لا تتكوّن فقط من جزيئات الماء، بل تحتوي أيضًا على تركيز ضعيف من

$$K_w = [H^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} M^2$$

في الماء النقي:  $[H^+] = [OH^-]$

$$\text{فإن: } x^2 = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\text{أي إن: } x = 1.0 \times 10^{-7}$$

$$\text{وبالتالي: } [H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} M$$

**الشكل 5-27** في الماء النقي يبلغ تركيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد  $1.0 \times 10^{-7} M$  عند 25°C.

أيونات الهيدروجين  $[H^+]$  وأيونات الهيدروكسيد  $[OH^-]$ ، رياضياً تكون النسبة المولية بين أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد هي 1:1. وبالتالي، فإن  $[H^+] = [OH^-]$ . باستخدام هذه المعادلة وقيمة ثابت تأين الماء  $K_w$ ، نجد أن تركيز أيونات الهيدروجين والهيدروكسيد في الماء النقي تبلغ لكل منها  $1.0 \times 10^{-7} M$  عند 25°C كما تبين العملية الحسابية في (الشكل 5-27).

لذلك إذا أضيف حمض إلى الماء النقي، يزداد تركيز أيونات الهيدروجين. وبالتالي، وفقاً لمبدأ لوشاتيليه سيُزاح اتجاه موضع الاتزان إلى اليسار لاستهلاك بعض أيونات الهيدروجين المضافة، وينخفض بالتالي تركيز أيونات الهيدروكسيد. ويمكن القول أيضاً وللسبب نفسه إن تركيز أيونات الهيدروجين  $[H^+]$  سينخفض إذا أضيفت قاعدة إلى الماء النقي.

### مثال 17



احسب تركيز أيونات الهيدروجين في محلول مائي يبلغ تركيز أيونات الهيدروكسيد فيه  $4.5 \times 10^{-4} M$  عند 25°C.

**الحلّ**

$$K_w = [H^+] \times [OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} M^2$$

$$[H^+] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{(4.5 \times 10^{-4})}$$

$$[H^+] = 2.2 \times 10^{-11} M$$

- استخدم التعبير  $K_w$  وقيمته للماء عند 25°C تساوي  $1.0 \times 10^{-14}$ ، لكي تحسب تركيز أيونات الهيدروجين  $[H^+]$ .
- استبدل تركيز أيونات الهيدروكسيد بحساب تركيز أيونات  $[H^+]$ .

## حساب الرقم الهيدروجيني pH

يصف الرقم الهيدروجيني pH كمياً الخاصية الحمضية أو القاعدية للمحلول. ويتم حسابه من خلال سالب لوغاريتم وقاعدته عشرة لتركيز أيون الهيدروجين (المعادلة 5-1). لأنَّ pH هو دالة اللوغاريتم السالب، فإنه، بازدياد تركيز أيونات الهيدروجين، تناقص قيمة الرقم الهيدروجيني. اعلم أننا نستطيع في بعض التطبيقات استخدام الرقم الهيدروكسيلي pOH.

في الماء النقي قيمة تركيز أيونات الهيدروجين عند 25 °C تساوي  $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$ ، لذلك فإن الرقم الهيدروجيني للماء النقي يساوي 7 بحسب المعادلة الآتية:

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(1.0 \times 10^{-7}) = 7$$

الرقم الهيدروجيني	pH	pH and pOH	1-5
الرقم الهيدروكسيلي	pOH	$pH = -\log_{10}[H^+]$ $pOH = -\log [OH^-]$ $pH + pOH = 14$	
تركيز أيونات الهيدروجين $H^+$ (mol/L)	$[H^+]$		
تركيز أيونات الهيدروكسيد $OH^-$ (mol/L)	$[OH^-]$		

تذكر أن الأحماض والقواعد القوية تتأين وتتفكك في الماء بنسبة 100 %. لذلك، يمكن حساب قيم  $[H^+]$  و  $[OH^-]$  من تراكيز الحمض أو القاعدة القوية في المحاليل. وبالتالي، يمكن حساب الرقم الهيدروجيني للحمض القوي والمحاليل القاعدية القوية من خلال تراكيزها.

### مثال 18

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض الهيدروكلوريك تركيزه 0.010 M.

الحل

- حمض الهيدروكلوريك حمض قوي. اكتب مُعادلة التأين الموزونة.
- $$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$
- $$0.010 M \rightarrow 0.010 M$$
- النسبة المولية بين HCl و  $H^+$  هي 1:1. ولذلك، فإن  $[HCl] = [H^+]$ .
  - استخدم  $[H^+]$  لحساب الرقم الهيدروجيني.
- $$pH = -\log_{10}(0.010)$$
- $$pH = 2.00$$

### مثال 19

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول HBr تركيزه  $7.5 \times 10^{-5} M$ .

الحل

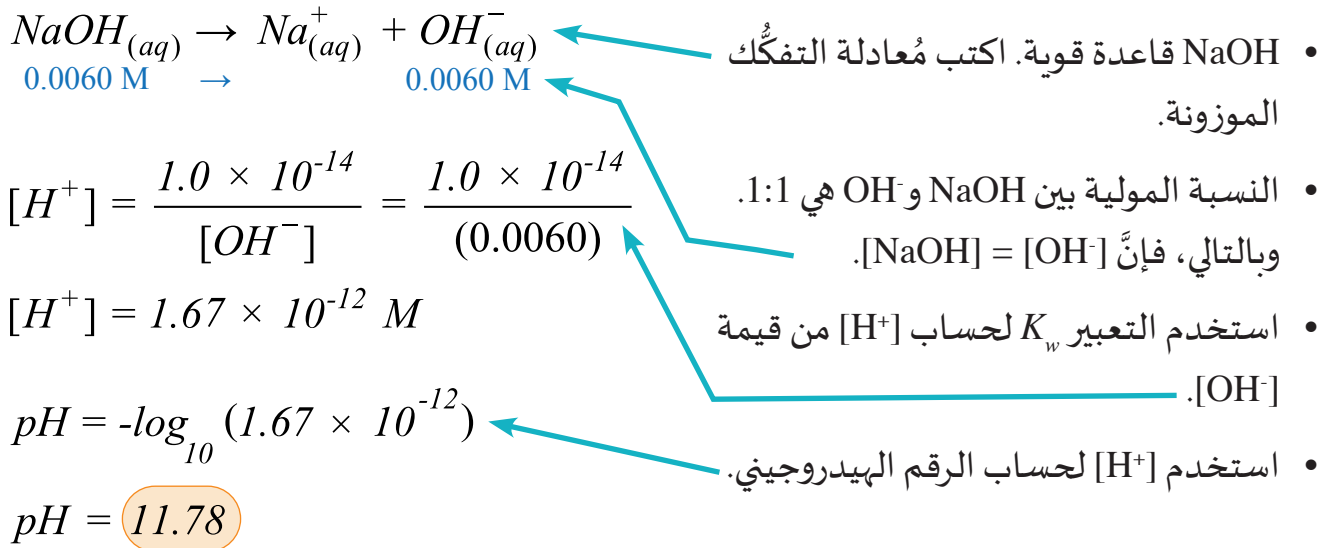
- حمض HBr حمض قوي. اكتب مُعادلة التأين الموزونة.
- $$HBr_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$
- $$7.5 \times 10^{-5} M \rightarrow 7.5 \times 10^{-5} M$$
- النسبة المولية بين HBr و  $H^+$  هي 1:1. لذلك، فإن  $[HBr] = [H^+]$ .
  - استخدم  $[H^+]$  لحساب الرقم الهيدروجيني.
- $$pH = -\log_{10}(7.5 \times 10^{-5})$$
- $$pH = 4.12$$





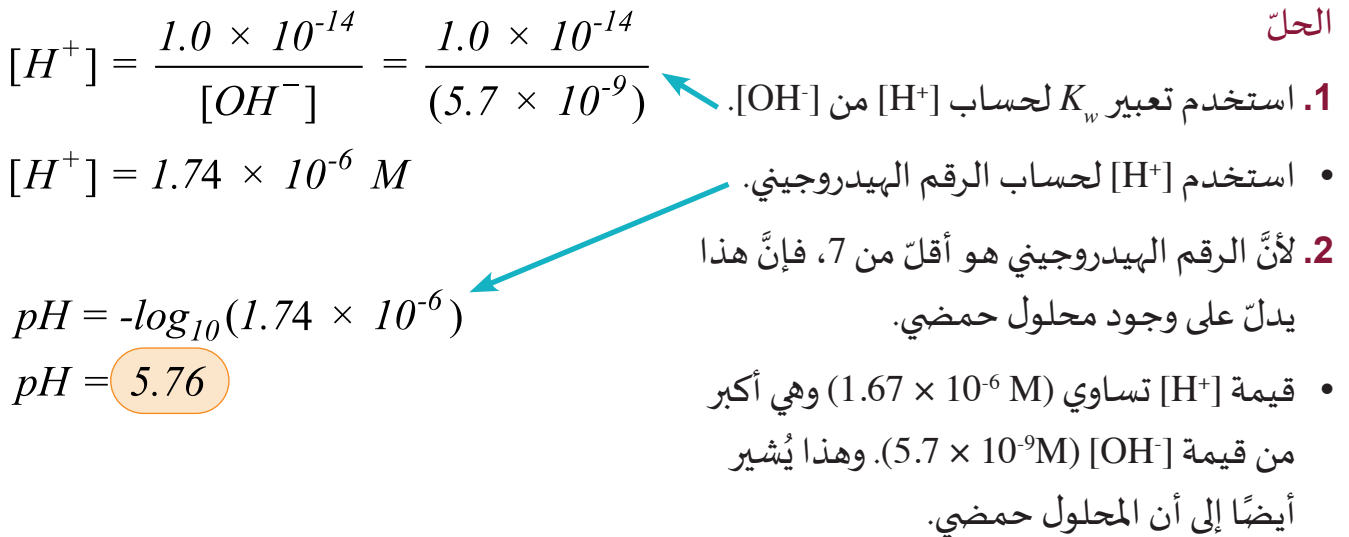
احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول NaOH تركيزه 0.0060 M.

الحلّ



من خلال التحليل الكميّ وُجد أن تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول يساوي  $5.7 \times 10^{-9} \text{ M}$ .  
(1) احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول. (2) هل المحلول حمضي أم قاعدي، أم مُتعادِل؟ فسّر إجابتك.

الحلّ



قيمة  $K_w$  للماء عند 0°C هي  $1.14 \times 10^{-15} \text{ M}^2$  وعند 100°C هي  $5.13 \times 10^{-13} \text{ M}^2$



(1) احسب الرقم الهيدروجيني للماء عند 0°C و 100°C.

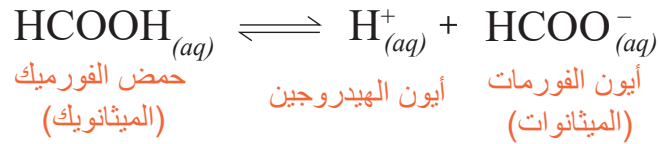
(2) ماذا تستنتج عن قيمة الرقم الهيدروجيني للماء عندما تتغيّر درجة حرارته عن 25°C؟

## الأحماض والقواعد الضعيفة

تتأين كل من الأحماض القوية، مثل  $HCl$ ، وتتفكك القواعد القوية، مثل  $NaOH$ ، بشكل كامل في الماء. على سبيل المثال، يمتلك محلول حمض  $HCl$  تركيزه  $1M$  تركيزاً لأيونات  $[H^+]$  مقداره  $1M$ . أما الأحماض والقواعد الضعيفة فلا تتفكك بشكل كامل، وعوضاً عن ذلك، تكون اتزاناً في المحلول ويصبح لديها ثابت اتزان يُعرف بثابت اتزان الحمض الضعيف ورمزه  $K_a$ .



أفضل مثال على الحمض الضعيف هو حمض الميثانويك (الفورميك) وصيغته الكيميائية  $(HCOOH)$ ، وهو يوجد بشكل طبيعي في لسعة معظم أنواع النمل (الشكل 5-28). وحمض الفورميك هذا سائل عديم اللون، وله رائحة نفاذة قوية عند درجة حرارة الغرفة، ويُستخدم في الكثير من العمليات الكيميائية الصناعية. معادلة تأين حمض الفورميك هي:



قيمة ثابت الاتزان لحمض الفورميك  $K_a$  تساوي  $1.8 \times 10^{-4}M$  عند درجة حرارة  $25^\circ C$ ، ويتأين محلول حمض الفورميك، وتركيزه  $1M$  بما نسبته  $1.3\%$  تقريباً. لهذا، فإن تركيز أيونات الهيدروجين تكون مساوية لتركيز أيونات الفورمات في المحلول، تساوي:

$$[H^+] = [HCOO^-] = 0.013 M$$

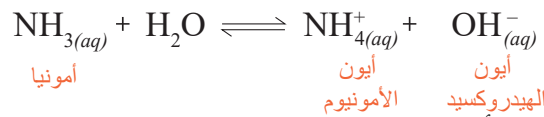
الشكل 5-28 يوجد حمض الفورميك بشكل طبيعي في لسعة النمل.

تتأين الأحماض الضعيفة، وتتفكك القواعد الضعيفة بشكل جزئي في المحلول.



كما الأحماض الضعيفة، فإن القواعد الضعيفة تتفكك بشكل جزئي في المحلول وتكون اتزاناً ولديها ثابت اتزان يعرف بثابت اتزان القواعد الضعيفة ورمزه  $K_b$ .

أفضل مثال على القاعدة الضعيفة هو الأمونيا  $(NH_3)$ . المعادلة الآتية تبين التفكك الجزئي لمحلول الأمونيا:



قيمة ثابت اتزان الأمونيا  $K_b$  تساوي  $1.8 \times 10^{-5}M$  عند درجة حرارة  $25^\circ C$ ، ويتفكك محلول الأمونيا تركيزه  $1M$ ، بما نسبته  $0.42\%$  تقريباً، لهذا فإن:

$$[NH_4^+] = [OH^-] = 0.0042 M$$

يُعدّ الأمونيا جزءاً مهماً من دورة النيتروجين في الطبيعة، ومادة مغذية رئيسة للنباتات، وهو يوجد بشكل شائع في محاليل التنظيف (الشكل 5-29). والأمونيا عديمة اللون، ولها رائحة نفاذة وقوية يمكنها تدمير الأنسجة الموجودة في داخل الأنف والرئتين إذا تمّ استنشاقها بتركيز عالية.



الشكل 5-29 تحتوي المنتجات المستخدمة في تنظيف الزجاج غالباً على الأمونيا.

## حساب قيمة الرقم الهيدروجيني pH للأحماض الضعيفة

حمض ضعيف  $HA_{(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

الابتدائي	[HA]	0	0
التغير	-x	+x	+x
الاتزان	[HA] - x	x	x

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{[HA] - x}$$

$$x = \sqrt{K_a([HA] - x)}$$

$$x \approx \sqrt{K_a[HA]}$$

الشكل 30-5 اتزان حمض ضعيف في محلول مائي.

تتأين الأحماض الضعيفة بشكل جزئي فقط في الماء، وتكون قيمة ثابت اتزانها في الغالب أقل بكثير من (1):

$$K_a \ll 1$$

عند حلّ مسائل اتزان تحتوي على أحماض ضعيفة، فالحقيقة التي تؤكّد أن قيمة  $K_a$  تكون صغيرة، تتيح لنا إجراء عملية تبسيط للحسابات. افترض أن لديك حمضًا ضعيفًا، HA، يتأين إلى  $H^+$ ، و  $A^-$  (الشكل 30-5)، حيث يبين جدول التغير الابتدائي للاتزان تركيز الأيونات عند الاتزان (x)، فعندما يكون:  $K_a \ll 1$ ، يكون:

$$x \ll [HA]$$

وسيكون لدينا التقريب الآتي:

$$[H^+] = [A^-] \approx \sqrt{K_a[HA]}$$

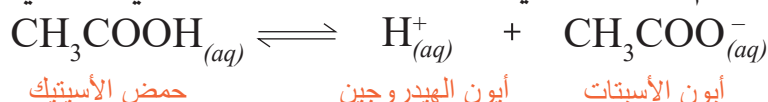
### مثال 22



احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض الأسيتيك ( $CH_3COOH$ ) بتركيز 0.15 M إذا علمت أن  $K_a$  له يبلغ  $1.8 \times 10^{-5}$  M.

الحلّ

حمض الأسيتيك هو حمض ضعيف وثابت اتزانه  $K_a$  يساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  وهذه القيمة أصغر بكثير من (1) لذلك، يمكن استخدام معادلة التقريب. معادلة تأين هذا الحمض في الماء هي:



استخدم معادلة التقريب لحساب تركيز أيونات الهيدروجين  $[H^+]$ :

$$[H^+] \approx \sqrt{K_a[HA]} = \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})(0.15)} = 0.0016 \text{ M}$$

استخدم  $[H^+]$  من أجل حساب الرقم الهيدروجيني.

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(0.0016) = 2.80$$

في المثال 25، افترض أن كمية حمض الأسيتيك المتأينة (x) كانت ضئيلة بالمقارنة مع التركيز الابتدائي. لو لم يتم مثل هذا الافتراض، لكان تركيز حمض  $[CH_3COOH]_{(aq)}$  عند الاتزان مساويًا لـ «0.15 - x»، ولكانت الصيغة التربيعية مطلوبة لحل قيمة «x». حلّ هذا المثال باستخدام جدول ICE في الشكل 30-5 والصيغة التربيعية، وتحقق من صحة الافتراض.



## حساب قيمة الرقم الهيدروجيني pH للقواعد الضعيفة

**قاعدة ضعيفة**

$$B_{(aq)} + H_2O \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

الابتدائي	[B]	0	0
التغير	-x	+x	+x
الاتزان	[B] - x	x	x

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{[B] - x}$$

$$x = \sqrt{(K_b)([B] - x)}$$

$$x \approx \sqrt{K_b[B]}$$

تشبه القواعد الضعيفة الأحماض الضعيفة في تفككها بشكل جزئي في المحلول. ويمكننا أيضاً استخدام التقريب نفسه لإيجاد قيمة pH من ثابت الاتزان  $K_b$ .

يبين جدول التغير الابتدائي للاتزان (ICE) (الشكل 31-5) تركيز أيونات  $(OH^-)$  عند الاتزان (x)، فعندما يكون:  $K_b \ll 1$ ، يكون:  $x \ll [B]$  وسيكون لدينا التقريب الآتي:

$$[OH^-] = [BH^+] \approx \sqrt{K_b[B]}$$

ولتحديد قيمة الرقم الهيدروجيني pH، نستخدم ثابت تأين الماء على النحو الآتي:

$$K_w = [OH^-] \times [H^+] = 1 \times 10^{-14} M^2$$

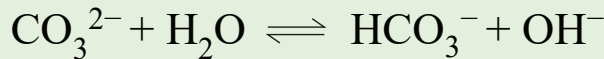
عندها يكون:

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14} M}{[OH^-]}$$

ملاحظة: لتسهيل الحسابات يمكن هنا استخدام المعادلة:  $pH + pOH = 14$

### مثال 23

تعدّ الكربونات أيوناً مهماً في كيمياء كل من المحيطات والكائنات الحية. احسب قيمة الرقم الهيدروجيني pH لمحلول مائي لأيونات الكربونات  $(CO_3^{2-})$  تركيزه 0.5 M، إذا علمت أن قيمة  $K_b$  للكربونات تساوي  $2.1 \times 10^{-4}$ .



**الحلّ**

احسب تركيز  $[OH^-]$  باستخدام تقريب القاعدة الضعيفة كما يأتي:

$$[OH^-] \approx \sqrt{K_b[B]} = \sqrt{(2.1 \times 10^{-4})(0.5)} = 1.03 \times 10^{-2} M$$

احسب تركيز  $[H^+]$  باستخدام معادلة تأين الماء كما يأتي:

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14} M}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.03 \times 10^{-2} M} = 9.71 \times 10^{-13} M$$

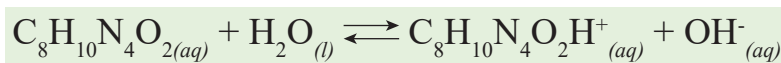
احسب قيمة pH من تركيز  $[H^+]$  كما يأتي:

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(9.71 \times 10^{-13}) = 12.0$$

## مثال 24



الكافيين،  $C_8H_{10}N_4O_2$ ، قاعدة ضعيفة يكون ثابت اتزانها  $K_b$  يساوي  $4.0 \times 10^{-11}$ . احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول تركيزه  $2.07 \times 10^{-3} M$  من الكافيين. مُعادلة الاتزان هي:



## الحلّ

احسب تركيز  $[OH^-]$  باستخدام تقريب القاعدة الضعيفة كما يأتي:

$$[OH^-] \approx \sqrt{K_b[B]} = \sqrt{(4 \times 10^{-11})(2.07 \times 10^{-3})} = 2.88 \times 10^{-7} M$$

احسب تركيز  $[H^+]$  باستخدام معادلة تأين الماء كما يأتي:

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14} M}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14} M}{2.88 \times 10^{-7} M} = 3.48 \times 10^{-8} M$$

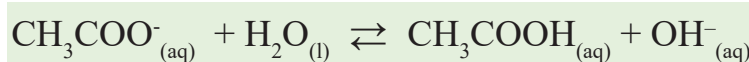
احسب قيمة pH من تركيز  $[H^+]$  كما يأتي:

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(3.48 \times 10^{-8}) = 7.46$$

## مثال 25



قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول أسيتات الصوديوم ( $CH_3COONa$ ) هي 9.2. تتفكك أسيتات الصوديوم بالكامل في المحلول لتنتج أيونات الأسيتات وأيونات الصوديوم. حدّد التركيز الابتدائي لأسيتات الصوديوم علماً أن معادلة اتزان تفاعل أيونات الأسيتات في الماء هي:



وقيمة ثابت إتزان:  $K_b = 5.56 \times 10^{-10}$

## الحلّ

احسب تركيز  $[H^+]$  من قيمة pH :

$$pH = -\log_{10}[H^+] \rightarrow [H^+] = 10^{(-pH)} = 10^{(-9.2)} = 6.31 \times 10^{-10} M$$

احسب تركيز  $[OH^-]$  باستخدام معادلة تأين الماء كما يأتي:

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14} M}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14} M}{6.31 \times 10^{-10} M} = 1.58 \times 10^{-5} M$$

احسب التركيز الابتدائي لأيونات الأسيتات  $[CH_3COO^-]$  باستخدام معادلة التقريب للقاعدة الضعيفة. هذا التركيز هو التركيز الابتدائي لأسيتات الصوديوم بحسب النسب المولية لمعادلة تفكك أسيتات

الصوديوم في الماء.  $[CH_3COONa] = [CH_3COO^-]$

$$[OH^-] \approx \sqrt{K_b[B]} \rightarrow [B] = \frac{[OH^-]^2}{K_b} = \frac{(1.58 \times 10^{-5})^2}{(5.56 \times 10^{-10})} = 0.449 M$$



## $pK_a$ و $pK_b$

إذا كانت قيمة الرقم الهيدروجيني pH تساوي سالب لوغاريتم تركيز  $[H^+]$ ، فإن من المفيد الحصول على كميات لوغاريتمية متشابهة لوصف ثابت كل من الحمض الضعيف، والقاعدة الضعيفة. وكما هو مُعرّف في المعادلة 2-5، فإن قيمة  $pK_a$  تساوي اللوغاريتم السالب لقيمة ثابت الاتزان  $K_a$ ، وقيمة  $pK_b$  تساوي اللوغاريتم السالب لقيمة ثابت الاتزان  $K_b$ .

		$pK_b$ و $pK_a$	2-5
ثابت الاتزان للحمض	$K_a$	$pK_a = -\log_{10} K_a$	$K_a = 10^{(-pK_a)}$
ثابت الاتزان للقاعدة	$K_b$	$pK_b = -\log_{10} K_b$	$K_b = 10^{(-pK_b)}$

وبسبب سلوك اللوغاريتم، سنلاحظ ما يأتي:

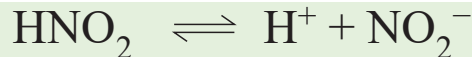
- عندما تزداد قيمة  $pK_a$ ، فذلك يعني أن قيمة  $K_a$  تقل، وهذا يدلّ على حمض أضعف.
- عندما تزداد قيمة  $pK_b$ ، فذلك يعني أن قيمة  $K_b$  تقل، وهذا يدلّ على قاعدة أضعف.

إن قيم  $K_a$ ،  $K_b$ ، و  $pK_a$ ، و  $pK_b$  جميعها مرتبطة بثابت تأين الماء، والذي يساوي  $K_w = 1.0 \times 10^{-14} M^2$  عند درجة حرارة  $25^\circ C$ . هذه العلاقة تأخذ شكلين مهمين، هما:

1.  $K_w = K_b \times K_a$
2.  $pK_a + pK_b = 14$

### مثال 26

إذا علمت أنّ قيمة  $pK_a = 3.40$  لتأين حمض النيتروز ( $HNO_2$ )، احسب قيمة الرقم الهيدروجيني pH لمحلول من هذا الحمض تركيزه  $1.0 M$ .



ملاحظة: يتأين حمض النيتروز بسرعة كبيرة نسبيًا، كما أنه حمض ضعيف ويُعدّ مادة متفاعلة مهمة للغاية في كيمياء الأوزون الموجود في طبقة الغلاف الجوي العلوية، ويختلف عن حمض النيتريك ( $HNO_3$ ) الذي يُعدّ حمضًا قويًا.

### الحلّ

احسب قيمة ثابت الاتزان  $K_a$  من قيمة  $pK_a$  كما يأتي:

$$pK_a = -\log_{10} K_a \rightarrow K_a = 10^{(-pK_a)} = 10^{(-3.40)} = 3.98 \times 10^{-4} M$$

احسب تركيز  $[H^+]$  باستخدام تقريب الحمض الضعيف كما يأتي:

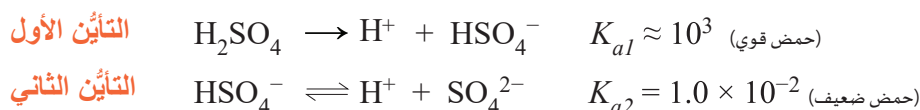
$$[H^+] \approx \sqrt{K_a [HA]} = \sqrt{(3.98 \times 10^{-4})(1.0)} = 0.020 M$$

احسب قيمة pH من تركيز  $[H^+]$  كما يأتي:

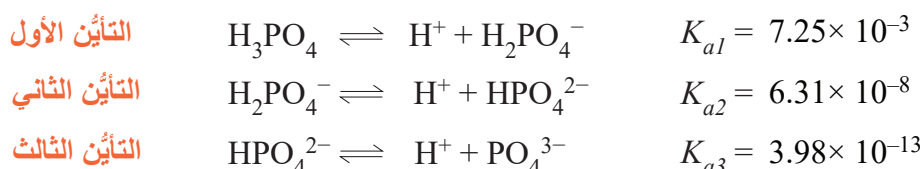
$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} (0.020) = 1.70$$

## الأحماض عديدة البروتونات

يمكن أن يتأين الحمض عديد البروتونات عدة مرات ليسهم في أكثر من أيون واحد من أيونات  $H^+$  لكل جزيء واحد من هذا الحمض، لكل عملية تأين قيمة ثابت اتزان  $K_a$  مختلفة عن الأخرى. أفضل مثال على ذلك هو حمض الكبريتيك ( $H_2SO_4$ ) والذي يُعدّ ثنائي البروتون، وهذا يعني أنه يحتوي على أيونين من أيونات  $H^+$  لكل جزيء منه. وكما هو في معظم الأحماض عديدة البروتونات، فإنّ قيمة  $K_a$  تكون مختلفة في كل عملية تأين، بحيث يكون لعملية التأين الأولى قيمة  $K_a$  الأكبر، في الوقت الذي تكون فيه تفاعلات التأين اللاحقة أضعف ولها قيم  $K_a$  أقل.



ومن أفضل الأمثلة على حمض ضعيف عديد البروتونات هو حمض الفوسفوريك ( $H_3PO_4$ ). حمض الفوسفوريك هذا ثلاثي البروتونات، وهذا يعني أن له ثلاث عمليات تأين، وهي على النحو الآتي:



### مثال 27

حدّد قيمة الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الكبريتيك ( $H_2SO_4$ ) تركيزه 0.02 M. علماً أن ثابت التأين الأول والثاني على التوالي لحمض الكبريتيك هما:  $K_{a1} = 10^3$  و  $K_{a2} = 1.0 \times 10^{-2}$

### الحلّ

لحل المسائل التي تحتوي على حمض عديد البروتونات، نفترض حدوث كلّ تأين بشكل منفصل، ثم نجمع تركيز ( $H^+$ ) الكلي من كل عملية تأين لإيجاد قيمة الرقم الهيدروجيني pH.

يُعدّ  $H_2SO_4$  حمضاً ثنائي البروتونات، يكون فيه التأين الأول كبيراً، فينتج عن التأين الأول ما يأتي:

$$[H^+] = [HSO_4^-] = 0.02 \text{ M.}$$

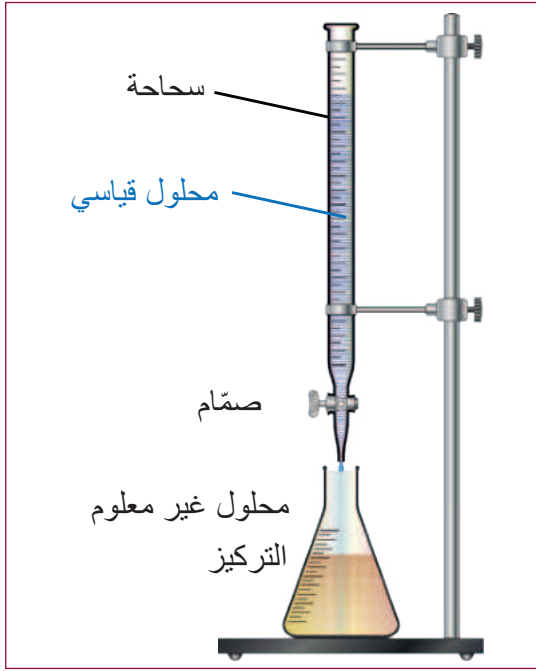
أما التأين الثاني فيكون ضعيفاً، فنستخدم تقريب الحمض الضعيف لإيجاد تركيز  $[H^+]$  كما يأتي:

$$[H^+] \approx \sqrt{K_{a2}[HA]} = \sqrt{(1.0 \times 10^{-2})(0.02)} = 0.014 \text{ M}$$



$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(0.02 + 0.014) = 1.46$$

## معايرة الحمض والقاعدة



الشكل 32-5 أدوات المعايرة الموجودة في المختبر.

تُعدّ عملية **معايرة الحمض والقاعدة** Acid-base titration إجراءً مختبرياً يُستخدم لتحديد تركيز غير معلوم لمحلول حمضي أو قاعدي باستخدام محلول قاعدي أو حمضي معلوم التركيز (محلول قياسي).

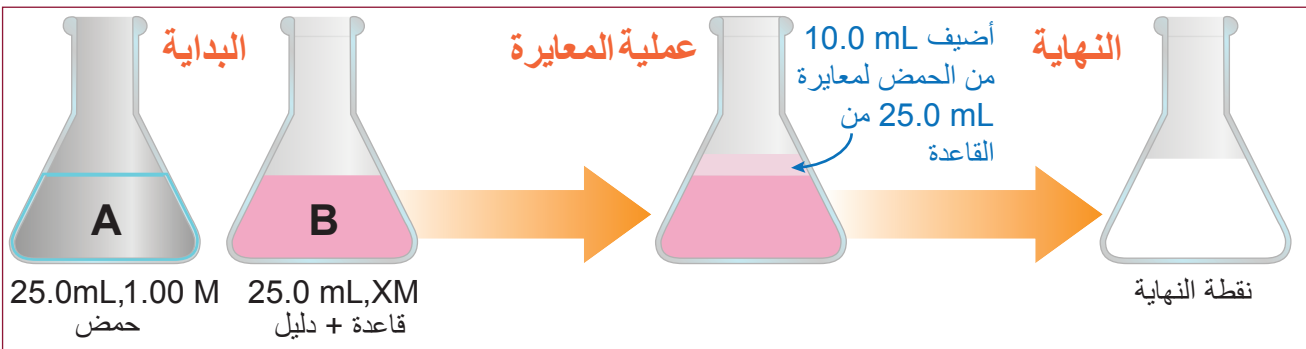
ولإيجاد تركيز غير معلوم لقاعدة، نحدّد حجم الحمض ذي التركيز المعلوم، والذي سوف نستخدمه لمعادلة كمية معلومة من القاعدة.

ولإيجاد تركيز غير معلوم لحمض، نحدّد حجم القاعدة ذات التركيز المعلوم، والذي سوف نستخدمها لمعادلة كمية معلومة من الحمض.

أما المحلول القياسي، فهو المحلول ذو التركيز المعلوم، حيث تُستخدم **السحاحة Burette** لقياس حجم هذا المحلول القياسي بدقة (الشكل 32-5).

عملية معايرة الحمض والقاعدة عبارة عن عملية مخبرية تُستخدم لتحديد تركيز محلول حمضي أو محلول قاعدي.

افترض أنك تستخدم حمضاً معلوم التركيز (A) لمعايرة قاعدة غير معلومة التركيز (B) (الشكل 33-5)، حيث يُضاف الحمض إلى القاعدة إلى أن يتم الوصول إلى **نقطة التكافؤ Equivalence point**. عند هذه النقطة يكون عدد مولات ( $H^+$ ) مساوياً تماماً لعدد مولات ( $OH^-$ ). في الغالب، يُستخدم الدليل الذي يتغير لونه عند الوصول إلى نقطة **نهاية التفاعل End point**.

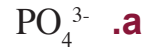


الشكل 33-5 نموذج لعملية معايرة الأحماض والقواعد.

عند الوصول إلى نهاية عملية المعايرة، نكون قد حدّدنا حجم الحمض المضاف وتركيزه، وهذا يخبرنا بعدد مولات ( $H^+$ ) التي أضيفت. ولأنّ كل 1 mole من ( $H^+$ ) يعمل على معادلة 1 mole من ( $OH^-$ )، فإن عدد مولات ( $H^+$ ) يخبرنا بعدد مولات ( $OH^-$ ) الموجودة في محلول القاعدة غير المعلوم. ومن هذه المعلومات والحجم، يمكننا حساب التركيز غير المعلوم للقاعدة بدقة.



1. أيٌّ من الآتي هو الحمض المُرافق لـ  $\text{HPO}_4^{2-}$  ؟



2. أيٌّ من تراكيز أيون الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) الآتية يُشير إلى المحلول ذي الرقم الهيدروجيني الأصغر؟

**.c**  $7.2 \times 10^{-8}$

**.a**  $2.3 \times 10^{-5}$

**.d**  $4.9 \times 10^{-12}$

**.b**  $1.0 \times 10^{-7}$



3. كم يبلغ تركيز أيون الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) لمحلول له تركيز أيون الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ) يساوي

$6.80 \times 10^{-11} \text{ M}$  ؟

**.c**  $1.00 \times 10^{-7}$

**.a**  $1.47 \times 10^{-4}$

**.d**  $6.80 \times 10^{-11}$

**.b**  $6.80 \times 10^{-4}$



4. أيٌّ من الآتي يمثل قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول من حمض أحادي البروتون تركيزه

$0.10 \text{ M}$  وله  $K_a$  يساوي  $3.6 \times 10^{-9}$  ؟

**.c** 4.22

**.a** 1.00

**.d** 4.72

**.b** 3.60



5. كم يبلغ الرقم الهيدروجيني لمحلول له  $\text{pOH}$  يساوي 4.05 ؟



6. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول قاعدة ضعيفة أحادية الهيدروكسيد تركيزها  $0.084 \text{ M}$

و ثابت تفكُّكها  $K_b = 2.1 \times 10^{-7}$  ؟



## هنري لويس لو شاتيليه Henry Louis Le Chatelier 1850-1936 م



ولد هنري لويس لو شاتيليه (الشكل 5-34) في باريس بتاريخ 8 أكتوبر 1850 لوالديه لويس ولويس لو شاتيليه. كان له أربعة إخوة وأخت واحدة. قامت والدتهم بتربيتهم، كما يصفها لو شاتيليه، في «نظام صارم للغاية»، حافظ عليه في منهجه للبحث العلمي. كان والده مهندس مواد. وعلى الرغم من أن هنري قد درس الهندسة في فرنسا واهتم بحل المشكلات الصناعية، فإنه اختار تدريس الكيمياء. تزوج من جينييف نيكولا، وأنجب منها سبعة أولاد.

رغم شهرته التي حصدها جزاء عمله في الاتزان ومبدأ لو شاتيليه، فإنه جرب أيضًا إنتاج الأمونيا، وأجرى بحثًا

مُكثفًا في علم المعادن. قضى وقتًا طويلاً مهندسًا مستشارًا لشركة فرنسية تُعرف الآن باسم Lafarge Cement Lafarge. وقد جمع بين معرفته في علم المعادن والبحث في الأسمت لتطويع مُزدوجات حرارية أكثر فعالية أو دقة (الشكلان 5-35a و 5-35b) يمكنها قياس درجات الحرارة المُرتفعة. قاد عمله على المُزدوجات الحرارية لتحقيق تقدّم كبير في مجال قياس الحرارة، حيث تقاس درجة الحرارة عن مسافة باستخدام الإشعاع الحراري (الشكل 5-35c). وجدير بالذكر أن جميع تصاميم المُزدوجات الحرارية الحديثة ومقاييس الحرارة عن بعد (بيرومترات) ترجع جزئيًا إلى عمله في هذا المجال.



الشكل 5-35 (a) مُزدوج حراري مُثبت في وعاء تفاعل (c) بيرومتر يُستخدم لقياس درجة حرارة الجسم.

قال لو شاتيليه لاحقًا إن خطأه الفادح أنه لم يواصل الاستمرار في بحثه في إنتاج الأمونيا الذي أتقنه هابر لاحقًا.



# الوحدة 5

## مراجعة الوحدة

### الدرس 1-5: مفهوم الاتزان وثابت الاتزان ( $K_{eq}$ )

- لكي يُحقّق التفاعل الاتزان **Equilibrium**، يجب أن يكون قابلاً للانعكاس، ويُجرى في نظام مُغلق.
- تكون التفاعلات عند الاتزان متّجهة إلى اليسار أو إلى اليمين.
- يصف **قانون الاتزان الكيميائي Law of chemical equilibrium** كيفية حساب ثابت الاتزان ( $K$ ). وتُستخدم ثوابت الاتزان أيضاً في حساب تراكيز المواد المتفاعلة والنواتجة عند الاتزان.

### الدرس 2-5: مبدأ لو شاتيليه

- يُستخدم مبدأ **لو شاتيليه Le Chatelier's principle** لتوقع إزاحة موضع اتّجاه الاتزان الناتج عن المؤثرات الناجمة عن التغيرات في التركيز أو درجة الحرارة أو الضغط (تغيّر الحجم) في التفاعلات الغازية.

### الدرس 3-5: الاتزان في المحاليل الحمضية والقاعدية

- من خلال نظرية برونستيد-لوري Brønsted-Lowry، تُعدّ الأزواج المترافقة **Conjugate pairs** جزيئات يختلف بعضها عن بعض بوجود أيون الهيدروجين ( $H^+$ ).
- **الموادّ الأمفوتيرية Amphoteric substances** هي جزيئات قد تكون حمض أو قاعدة برونستيد-لوري.
- **مُعَايرة الأحماض والقواعد Acid-base titration** هي إجراء مخبري يُستخدم لتحديد تركيز المحاليل الحمضية أو القاعدية.
- تُستخدم **السحاحة Burette** في مُعَايرة الأحماض والقواعد لقياس حجم السوائل بدقة.
- تُستخدم أدلّة **الأحماض والقواعد Acid-base indicators** للإشارة إلى **نقطة نهاية Endpoint** المُعَايرة التي تتزامن مع **نقطة تكافؤ Equivalent point** التفاعل.
- الرقم الهيدروجيني للمحلول هو قياس حموضته النسبية.
- قيم  $K_a$  و  $K_b$  هي ثوابت الاتزان للأحماض والقواعد على التوالي.
- $K_w$  هو ثابت التأين الطبيعي للماء.
- يمكن توقُّع الرقم الهيدروجيني النسبي لمحلول مُتعاوِل من قوة الحمض والقاعدة اللذين يتفاعلان معاً.
- تُغيّر أدلّة الأحماض والقواعد ألوانها عند مدى مختلف من الرقم الهيدروجيني.
- يجب أن يكون  $pK_{in}$  لدليل الأحماض والقواعد يساوي تقريباً الرقم الهيدروجيني للمحلول المُتعاوِل في مُعَايرة الأحماض والقواعد.

• يُعبر عن ثابت تفكك الدليل بالمعادلة الآتية: 
$$K_{In} = \frac{[H_3O^+] \times [In^-]}{[HIn]}$$

# الوحدة 5

## مراجعة الوحدة

ملخص العلاقات الرياضية التي تتضمن الرقم الهيدروجيني pH

$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$	الرقم الهيدروجيني pH
$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-]$	الرقم الهيدروكسيلي pOH
$\text{pH} + \text{pOH} = 14$	العلاقة بين pH و pOH عند درجة حرارة 25°C
$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$	التأين الطبيعي للماء عند درجة حرارة 25°C
$[\text{H}^+] \approx \sqrt{K_a[\text{HA}]}$ <p>إذا كان <math>K_a \ll 1</math></p> <p>والمعادلة <math>\text{HA}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{H}_{(aq)}^+ + \text{A}_{(aq)}^-</math></p>	حساب تركيز أيون الهيدروجين للحمض الضعيف (تقريبي)
$[\text{OH}^-] \approx \sqrt{K_b[\text{B}]}$ <p>إذا كان <math>K_b \ll 1</math></p> <p>والمعادلة <math>\text{B}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-</math></p>	حساب تركيز أيون الهيدروكسيد للقاعدة الضعيفة (تقريبي)
$\text{pK}_a = -\log_{10} K_a$ $K_a = 10^{-\text{pK}_a}$	$\text{pK}_a$
$\text{pK}_b = -\log_{10} K_b$ $K_b = 10^{-\text{pK}_b}$	$\text{pK}_b$
$K_a \times K_b = 1 \times 10^{-14}$ $\text{pK}_a + \text{pK}_b = 14$	العلاقات بين $K_a, K_b, \text{pK}_a, \text{pK}_b$ عند درجة حرارة 25°C للحمض وقاعدته المرافقة أو للقاعدة وحمضها المرافق.

اختيار من متعدد

1.  ما الشرطان اللازمان للوصول تفاعل إلى حالة اتزان ؟
  - a. التفاعل قابل للانعكاس والنظام مُغلق.
  - b. التفاعل غير قابل للانعكاس والنظام مُغلق.
  - c. التفاعل قابل للانعكاس والنظام غير مُغلق.
  - d. التفاعل غير قابل للانعكاس والنظام غير مُغلق.
2.  أي مما يأتي يصف نظامًا في حالة اتزان ؟
  - a. تتساوى كمّيات المواد المتفاعلة والنواتجة.
  - b. تتساوى سرعة التفاعلات الطردية والعكسية.
  - c. تتصف سرعة التفاعلات الطردية والعكسية بأنها بطيئة.
  - d. تتوقف التفاعلات الطردية والعكسية عن الحدوث عند الوصول إلى حالة اتزان.
3.  أي من الجمل الآتية تُعبّر بشكل صحيح عن نظام متزن يقترب من الاكتمال تقريبًا ؟
  - a. يحدث التفاعل الطردى فقط.
  - b. يُزاح اتّجاه الاتزان لدرجة كبيرة إلى اليسار.
  - c. يُزاح اتّجاه الاتزان لدرجة كبيرة إلى اليمين.
  - d. التفاعل الطردى أسرع من التفاعل العكسي.
4.  ماذا يحدث إذا ارتفعت درجة الحرارة لنظام في حالة اتزان ؟
  - a. يصبح التفاعل أكثر برودة.
  - b. يصبح التفاعل الماص للحرارة أسرع، ويصبح التفاعل الطارد للحرارة أبطأ.
  - c. يصبح التفاعل الماص للحرارة أبطأ ويصبح التفاعل الطارد للحرارة أسرع.
  - d. تزداد سرعة كل من التفاعل الطردى والتفاعل العكسي، ولكنّ التفاعل الماص للحرارة سيكون أسرع من التفاعل الطارد للحرارة.
5.  ماذا يحدث لكمّيات المادة المتفاعلة B والمادة الناتجة D إذا أُزيل بعض من الناتج C من هذا النظام ؟
 
$$A + B \rightleftharpoons C + D$$
  - a. ستزداد كمّيات كل من B و D .
  - b. ستتنخفض كمّيات كل من B و D .
  - c. ستتنخفض كمّيات B وتزداد كمّيات D .
  - d. ستزداد كمّيات B وتنخفض كمّيات D .

6. أيّ ما يأتي يُعرّف بشكل صحيح ثابت الاتزان ( $K_{eq}$ )؟



- a. مجموع تراكيز المواد المتفاعلة في البسط ومجموع تراكيز النواتج في المقام.
- b. مجموع تراكيز النواتج في البسط، ومجموع تراكيز المواد المتفاعلة في المقام.
- c. حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في البسط، وحاصل ضرب تراكيز النواتج في المقام.
- d. حاصل ضرب تراكيز النواتج في البسط، وحاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة في المقام.

7. ما الذي يصحّ في دور معاملات الاتزان لمعادلة كيميائية في تعبير ثابت الاتزان  $K_c$ ؟



- a. لا تُستخدم المُعاملات في التعبير.
- b. تُرفع التراكيز إلى قوة مُعاملاتها.
- c. تُقسّم المُعاملات على تراكيز الأنواع الخاصة بكل منها.
- d. تُضرب المُعاملات في تراكيز الأنواع الخاصة بكل منها.

8. أي مما يأتي ينطبق على تعبير ثابت الاتزان لنظام تكون جميع مكوّناته هي موادّ غازيّة؟



- a. يمكن استخدام التراكيز المولية فقط، ويجب استخدام الوحدة mol/L.
- b. يمكن استعمال الضغط الجزئي بوحدات الضغط الجوي أو التركيز بوحدة mol/L.
- c. يمكن استخدام الضغوط الجزئية فقط، ويجب استخدام وحدات الضغط الجوي.
- d. يمكن استخدام الضغوط الجزئية فقط، ولكن يمكن أن تكون الوحدة بأي من وحدات الضغط.

9. إلامّ يُشير ثابت الاتزان ذو القيمة الصغيرة؟



- a. [المُتفاعلات] < [النواتج]
- b. [المُتفاعلات] > [النواتج]
- c. [المُتفاعلات] = [النواتج]
- d. التفاعل الطردي قريب من الاكتمال.

10. أيّ ممّا يأتي هو القاعدة المُرافقة لـ  $(\text{HC}_2\text{O}_4^-)$ ؟



- a.  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
- b.  $\text{HC}_2\text{O}_4$
- c.  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$
- d.  $\text{HC}_2\text{O}_4^{2-}$

11. أيّ من مجموعات الجُسيمات الآتية توجد جميعها في الماء النقي؟



- a.  $\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{OH}^-$
- b.  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}^+$
- c.  $\text{H}^+$  و  $\text{H}_2\text{O}$
- d.  $\text{OH}^-$  و  $\text{H}^+$  و  $\text{H}_2\text{O}$

12. أيُّ مما يأتي ينطبق على  $K_w$  الماء؟



- a.  $K_w = [H^+] \times [OH^-]$  وتتغير قيمته مع تغير درجة الحرارة.
- b.  $K_w = [H^+] \div [OH^-]$  وتتغير قيمته مع تغير درجة الحرارة.
- c.  $K_w = [H^+] \div [OH^-]$  وقيمته تبقى ثابتة مهما اختلفت درجة الحرارة.
- d.  $K_w = [H^+] \times [OH^-]$  وقيمته تبقى ثابتة مهما اختلفت درجة الحرارة.

13. أيُّ مما يأتي يمثل قيمة pH لمحلول حمض HBr تركيزه  $6 \times 10^{-5} M$ ؟



- a. 4.2
- b. 4.5
- c. 5.8
- d. 9.8

14. ما نوع المحلول الذي يتكوّن عند تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية؟

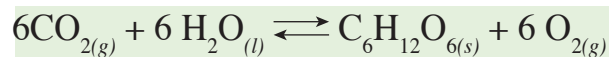


- a. قاعدي
- b. حمضي
- c. مُتعايدل
- d. نوع المحلول يعتمد على قيمة  $K_a$  و  $K_b$ .

### أسئلة الإجابات القصيرة

الدرس 1-5: مفهوم الاتزان و ثابت الاتزان  $K_{eq}$

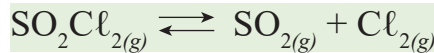
15. اكتب تعبير  $K_p$  للتفاعل المُمثّل بالمعادلة الآتية :



16. صف، من حيث كمّيات المواد المتفاعلة والنااتجة، ما تعنيه إزاحة موضع الاتزان نحو اليمين.



17. احسب قيمة ثابت الإتنان  $K_p$  لحالة الاتزان الآتية عند درجة حرارة 500 K:



إذا كان وعاء التفاعل يحتوي في البداية على  $SO_2Cl_{2(g)}$  فقط عند ضغط جُزئي يساوي 0.444 atm، وأصبح الضغط الجُزئي عند الاتزان لكلتا المادّتين الناتجتين 0.00233 atm.



18. اذكر إن كانت كل قيمة من قيم ثوابت الاتزان الآتية، تُشير إلى تفاعل يحدث له إزاحة إلى اليسار، أو نحو اليمين، أو لا يحدث له أيُّ إزاحة .

a.  $2.8 \times 10^{-9}$

b.  $1.0 \times 10^{34}$

c.  $7.7 \times 10^1$

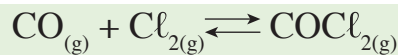
d.  $6.1 \times 10^{-11}$

e.  $8.3 \times 10^{15}$

f. 0.233

الدرس 5-2: مبدأ لوشاتيليه

19. بالنظر إلى المُعادلة:



إلى أي اتجاه يُزاح موضع الاتزان في النظام إذا تم سحب غاز الكلور ( $\text{Cl}_2$ ) منه؟ وماذا سيحدث لتركيز غاز أول أكسيد الكربون في هذه الحالة؟

20. في نظام مُتزن مُبَيَّن بالمُعادلة الكيميائية الآتية:  $\text{PCl}_{5(g)} + 87.9 \text{ kJ} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$

ما هو اتجاه إزاحة موضع الاتزان إذا:

a. انخفضت درجة الحرارة.

b. أُضيفت كمية من غاز  $\text{Cl}_2$  إلى النظام.

c. سُحبت كمية من  $\text{PCl}_3$  من النظام.

d. ازداد حجم النظام.

21. إذا أُضيف فلز النيكل (Ni) إلى الاتزان الآتي:  $\text{Ni(CO)}_{4(aq)} \rightleftharpoons \text{Ni}_{(s)} + 4 \text{CO}_{(g)}$ ، فما اتجاه

إزاحة موضع الاتزان؟ وماذا سيحدث لتركيز غاز أول أكسيد الكربون ( $\text{CO}$ )؟

22. في النظام المتزن المُبَيَّن في المُعادلة الآتية:  $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(g)}$ ، ما اتجاه إزاحة موضع

الاتزان إذا ازداد حجم الوعاء؟ ما الذي سيحدث لتركيز غاز النيتروجين  $\text{N}_2$ ؟

### الدرس 3-5: الاتزان في المحاليل الحمضية و القاعدية

- 23.** عرّف حمض برونستيد - لوري وقاعدته. 
- 24.** ما هما الحمض والقاعدة المرافقان للماء؟ 
- 25.** مستخدماً المُعادلة الآتية:  $\text{HCHO}_{2(aq)} + \text{PO}_{4}^{3-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{CHO}_{2}^{-}{}_{(aq)} + \text{HPO}_{4}^{2-}{}_{(aq)}$  حدّد   
أحماض برونستيد-لوري وقواعده في التفاعل الطردي والتفاعل العكسي، ثم حدّد   
مجموعتين من الأزواج المترافقة. 
- 26.** يُعدّ أيون الكبريتات الهيدروجينية  $\text{HSO}_4^-$  أيوناً أمفوتيرياً. 
- a.** اكتب صيغة الحمض المرافق الخاص به.   
**b.** اكتب صيغة قاعدته المرافقة.
- 27.** إذا أعطيت التفاعل الانعكاسي الآتي:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HS}^-$    
**a.** حدّد أحماض برونستيد-لوري وقواعده في التفاعل الطردي والتفاعل العكسي.   
**b.** حدّد مجموعتين من الأزواج المترافقة. 
- 28.** احسب الرقم الهيدروجيني  $pH$  لمحلول  $0.00061 \text{ M}$  من حمض الهيدروكلوريك ( $\text{HCl}$ ) القوي. 
- 29.** كم يبلغ تركيز أيون الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ ) لمحلول إذا كان تركيز أيون الهيدروجين فيه  $2.7 \times 10^{-1} \text{ M}$  
- 30.** كم يبلغ الرقم الهيدروجيني لمحلول فينول ( $\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}$ ) تركيزه  $0.037 \text{ M}$ ، إذا علمت أن قيمة ثابت اتزان الحمض  $K_a$  للفينول يساوي  $1.3 \times 10^{-10}$ . 
- 31.** ما الرقم الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيل أمين (القاعدة الضعيفة) ( $\text{HONH}_2$ ) تركيزه  $0.07 \text{ M}$ ؟ ثابت اتزان القاعدة:  $K_b = 1.1 \times 10^{-8}$ . 





## الوحدة 6

حساب التغيرات في المحتوى الحراري  
باستخدام قانون هس

Calculation of Enthalpy changes  
using Hess's Law

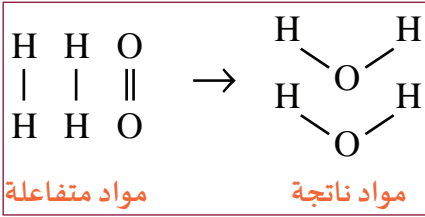
في هذه الوحدة

C1209

الدرس 1-6: المحتوى الحراري

## مقدمة الوحدة

يتضمن كل تفاعل كيميائي عملية يتم فيها تبادل للطاقة. في الوقت الذي تطلق فيه بعض التفاعلات، كالاحتراق، طاقة محدّدة، فإن بعض التفاعلات الأخرى، كالتمثيل الضوئي، تحتاج إلى تزويدها بالطاقة. تعرض هذه الوحدة بعض التفاصيل عن كمية الطاقة اللازمة لحدوث التفاعلات، وإلى أين ستذهب هذه الطاقة.



**الشكل 1-6** عملية تكوّن الماء  $H_2O$ ، من الأكسجين  $O_2$ ، والهيدروجين  $H_2$ .

نُسهِم عملية تكوّن الرابطة الكيميائية في التقليل من الطاقة الكلية للنظام المُكوّن من ذرّات. ذلك أن «الطاقة الكيميائية» تُمثّل فرقاً في الطاقة الكلية الموجودة في الروابط الكيميائية جميعها، بين ترتيبين مُختلفين للذرّات في النظام نفسه. وعلى سبيل المثال، تفاعل الأكسجين مع الهيدروجين لإنتاج الماء (الشكل 1-6).

إنّ قيمة الطاقة التي امتصت عند كسر 3 روابط موجودة في المواد المُتفاعلة تساوي 1367 kJ. أما قيمة الطاقة التي انطلقت عند تكوين 4 روابط O-H موجودة في المواد الناتجة، فتساوي 1852 kJ. الفرق بين القيمتين يساوي 485 kJ، ويُمثّل هذا الفرق الطاقة المُطلقة خلال هذا التفاعل.

## الأنشطة والتّجارب

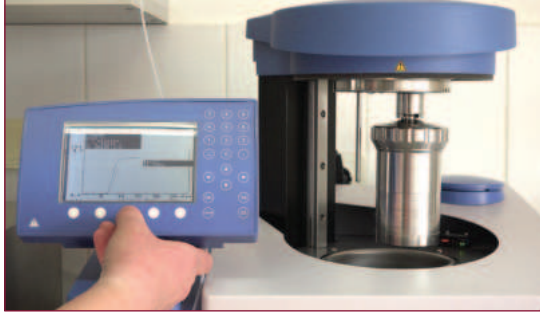
1-6 التغيّر في المحتوى الحراري



# الدرس 1-6

## المُحتوى الحراري

### Enthalpy



الشكل 2-6 المُسعر الحراري التفجيري.

تُزوّد معظم مُعلّبات الأطعمة بمُلصّقات تُبيّن عدد السعرات الحرارية (calories) في تلك الأطعمة. والسعرة الحرارية الواحدة (1 calorie) هي الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 g من الماء بمقدار  $1^{\circ}\text{C}$ . يبلغ مقدار الحاجة اليومية من الطاقة للشخص البالغ من 2000 إلى 3000 سعرة حرارية أو كيلو كالوري. علمًا بأنّ السعرة الحرارية الواحدة للأغذية تُعادل 1,000 سعرة حرارية كما عُرّفت في الكيمياء.

يتمّ قياس الطاقة التي يُنتجها الغذاء بجهاز يُسمّى «المُسعر الحراري التفجيري» *bomb calorimeter* (الشكل 2-6)، وهو يحرق الغذاء وقياس الحرارة المُنتقلة منه، إلا أنه لم يُعدّ يُستخدم لهذا الغرض في يومنا هذا، بل أصبح يُستخدم لقياس الطاقة في أنواع الوقود المُختلفة.

في الوقت الحالي، يتمّ حساب محتوى الطاقة في الطعام من خلال السعرات الحرارية للمواد المكوّنة لها. وعلى سبيل المثال، فإن كمية البروتين والكربوهيدرات والدهون يتمّ جمعها، وبمعلومية القيم الدقيقة لمتوسط المحتوى الحراري لكل جرام منها، يمكن حساب عدد السعرات الحرارية المدرجة على العبوات الغذائية من عدد الجرامات الكلية للدهون والكربوهيدرات والبروتين لكل وجبة غذائية.

#### المفردات



المُسعرية (قياس كمية الطاقة الحرارية)	Calorimetry
المُسعر الحراري	Calorimeter
الحرارة النوعية	Specific heat capacity
المُحتوى الحراري	Enthalpy
المعادلة الكيميائية الحرارية	Thermochemical equation
الحالة القياسية	Standard state
حرارة الاحتراق القياسية	Standard enthalpy change of combustion
حرارة التكوين القياسية	Standard enthalpy change of formation
حرارة التعادل القياسية	Standard enthalpy change of neutralization
حرارة الذوبان القياسية	Standard enthalpy change of solution

#### مخرجات التعلّم

**C1209.1** يشرح ويستخدم مفهوم التغيّر في المُحتوى الحراري القياسي ( $\Delta H$ )، مع التركيز بشكل خاص على عملية الاحتراق، والتكوين، والذوبان، والتعادل. ويحسب التغيّرات في المُحتوى الحراري من نتائج التجارب.

## سباق العالم على الطعام



الشكل 3-6 ثُفاحة وكعكة مُحلّاة.



الشكل 4-6 كلورات البوتاسيوم المؤكسدة، وقطعة صغيرة من الحلوى الهلامية.

هل تختار ثُفاحة أم كعكة مُحلّاة إذا كنت تبحث عن محتوى الطاقة فقط؟ (الشكل 3-6) وأيهما ستختار، إذا كنت تحاول إنقاص وزنك؟ ولماذا؟

يُعدّ الجزء الأصعب في إنقاص الوزن أن حجم الطعام ليس مؤشراً على كمية الطاقة فيه، فعلى الرغم من أن الثُفاحة وكعكة مُحلّاة تبدوان بالحجم نفسه تقريباً، إلا أنّ الطاقة الموجودة في الكعكة المُحلّاة تُعادل أكثر من سبعة أضعاف الطاقة الموجودة في الثُفاحة.

يُبيّن الشكل 4-6 عرضاً عملياً لمحتوى الطاقة في الغذاء. وقد تم إسقاط قطعة صغيرة من الحلوى الهلامية في أنبوب اختبار يحتوي على كلورات البوتاسيوم التي تُعرف بأنها عامل مؤكسد قوي يتفاعل بسرعة ليطلق الطاقة الموجودة في قطعة الحلوى، ويُنتج شعلة متوهّجة بيضاء ساخنة. هذا التفاعل خطر للغاية، إلا أنه عرض عملي شيق لتحويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة حرارية وضوء.

ماذا يحدث إذا تمكنت سيارّة من العمل باستخدام الكعك المُحلّى؟ إذا استخدم الناس ذات يوم الحيوانات كوسائل نقل، فلن تكون هذه الفكرة مستحيلة من منظور الطاقة، لأنّ قدرة حصان واحد تساوي 746 watt، أو 746 joule/s، أمّا قطعة كعك مُحلّاة واحدة فتحتوي على 350,000 سعرة حرارية، أي 1,460,000 joules. وإذا توافرت وسائل لتحويل الطاقة بشكل مثالي، فإنه بإمكاننا الحصول على قدرة حصان واحدة (1 HP) لمدة 32 دقيقة من قطعة كعك مُحلّاة واحدة.

الجدول 1-6 مقارنة الطاقة الموجودة في الأغذية والوقود.

الطاقة (J/g)	المادّة
54,000	الغاز الطبيعي
48,000	البترول
38,000	الدهون
17,000	الكربوهيدرات
17,000	البروتينات



الشكل 5-6 كعكة مُحلّاة وكميّة بترول لهما محتوى الطاقة نفسه.

## المُسْعِرِيَّة (قياس كمية الطاقة الحرارية) والطاقة الحرارية



الشكل 6-6 مُسْعِر حراري بسيط.

يُرافق حدوث تفاعل كيميائي تبادل للطاقة الحرارية بين المواد الكيميائية في التفاعل الكيميائي والوسط المحيط. يُطلق على دراسة تبادل الطاقة الحرارية خلال التفاعل الكيميائي اسم **المُسْعِرِيَّة (قياس كمية الطاقة الحرارية) Calorimetry**.

يُبين الشكل 6-6 مُسْعِرًا حراريًا بسيطًا. والمُسْعِر الحراري **Calorimeter** الأساسي وعاء معزول يحدث فيه تفاعل كيميائي، بداخله مقياس درجة حرارة (thermometer) لقياس التغير في درجة الحرارة، ومُحرِّك للتأكد من أن الحرارة موزعة بالتساوي.

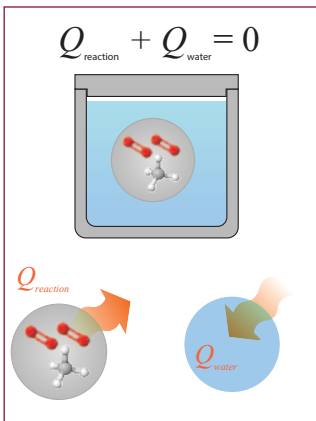
يمكن حساب التغير في الطاقة الحرارية الذي يحدث في المُسْعِر باستخدام المُعادلة 6-1، حيث تُمثل  $Q$  كمية الحرارة التي تمتصها المادة أو تطلقها أثناء حدوث التفاعل.

1-6	كمية الحرارة المنتقلة	$Q$	كمية الحرارة المنتقلة (J)
		$m$	الكتلة (kg)
		$c$	الحرارة النوعية (J/kg°C)
		$\Delta T$	التغير في درجة الحرارة (°C)

$$Q = mc\Delta T$$

تعتمد كمية الطاقة الحرارية المنتقلة أثناء حدوث التفاعل على الخصائص الآتية:

- كتلة المادة،  $m$ .
- التغير في درجة حرارة النظام،  $\Delta T$ .
- الحرارة النوعية للمادة الكيميائية،  $c$ ، **والحرارة النوعية Specific heat capacity** لأية مادة هي كمية الطاقة اللازمة لتغير درجة حرارة 1 kg من المادة بمقدار 1°C. ومن المهم أن نتذكر أن لكل مادة حرارة نوعية مختلفة.



الشكل 7-6 تبادل الحرارة في المُسْعِر الحراري.

وعند إجراء تفاعل في مُسْعِر حراري نجد أنه يحتوي مكونين اثنين، يُعدُّ التفاعل بما يحوي من مواد متفاعلة أحد هذين المكونين (النظام) أما المكون الآخر فيتضمن الماء (المكون الرئيس لامتصاص الطاقة) ووعاء التفاعل وأي شيء آخر (الوسط المحيط). لذلك، فإنَّ أية طاقة منطلقة من التفاعل ( $Q_{\text{reaction}}$ ) يجب أن تُكتسب من الماء ووعاء التفاعل ( $Q_{\text{water}}$ )؛ وبالتالي فإنَّ الطاقة الكلية للنظام المعزول يجب أن تساوي صفرًا كما يبين الشكل 6-7.

ويمكن التعبير عن ذلك بشكل رياضي على النحو الآتي:

$$Q_{\text{reaction}} + Q_{\text{water}} = 0$$

$$Q_{\text{reaction}} = -Q_{\text{water}}$$

لذلك، فإن كمية الطاقة المكتسبة في أي نظام معزول تساوي كمية الطاقة المنطلقة.

## حساب التغير في درجة الحرارة والطاقة الحرارية

بشكل عام، عندما يحدث تفاعل كيميائي ترافقه عملية تبادل للطاقة. وفي المختبر يمكن حساب كمية الحرارة وتحديد الطاقة الحرارية المنطلقة أو المكتسبة من خلال ملاحظة التغير في درجة حرارة مادة معينة، مثل الماء. وبشكل عام، فإننا نتجاهل كمية الحرارة الممتصة بواسطة المتفاعلات عندما تكون كمية المتفاعلات ضئيلة بالنسبة لكمية الماء. يبين الجدول 2-6 الحرارة النوعية لبعض المواد الشائعة.

الجدول 2-6 الحرارة النوعية لبعض المواد الشائعة.

المادة	الحرارة النوعية (J/Kg°C)	المادة	الحرارة النوعية (J/Kg°C)
الهواء عند 1 atm	1006	الزيت	1900
الماء	4184	الخرسانة	880
الألومنيوم	900	الزجاج	800
الفولاذ	470	الذهب	129
الفضة	235	الخشب	2300-1300

### مثال 1

قام عامل لحام بتسخين قطعة من الفولاذ كتلتها 100 g. إذا علمت أن كمية الطاقة المكتسبة تساوي 93100 J، احسب مقدار التغير في درجة حرارة قطعة الفولاذ (الحرارة النوعية للفولاذ 470 J/kg°C).

الحل

$$Q = mc \Delta T \rightarrow \Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{93100 \text{ J}}{(0.1 \text{ kg})(470 \text{ J/kg}^\circ\text{C})} = 1981^\circ\text{C}$$

### مثال 2

تم حرق قطعة من رقائق البطاطس كتلتها 0.01 g في مُسَعِّر حراري يحتوي على 500 g من الماء. ارتفعت درجة حرارة الماء من 25°C إلى 50°C. ما كمية الطاقة الحرارية مقدرة بوحدة الكالوري (Calorie) في قطعة رقائق البطاطس، علمًا بأن كل كالوري واحد للطعام يساوي 4184 J (1 Calorie = 4184 J) والحرارة النوعية للماء = 4184 J/kg°C.

الحل

كتلة رقائق البطاطس ضئيلة جدًا مقارنة بكتلة الماء. لذلك، فإننا نفترض أن الطاقة الحرارية الناتجة عن التفاعل قد امتصتها كتلة الماء فقط، ونتجاهل الطاقة الحرارية التي امتصتها رقائق البطاطس.

$$Q = mc \Delta T = (0.5 \text{ kg})(4184 \text{ J/kg}^\circ\text{C})(50^\circ\text{C} - 25^\circ\text{C}) = 52300 \text{ J}$$

لتحويل كمية الطاقة من جول إلى وحدة الكالوري للطعام نقسم الجواب على 4184:

$$Q_{\text{Cal}} = \frac{Q_{\text{joules}}}{4184} = 12.5 \text{ Calories}$$



## المحتوى الحراري (H)

ينص قانون حفظ الطاقة على أن الطاقة لا تفنى ولا تُستحدث، بل تتغير من صورة إلى أخرى. سَنَهْتَم في هذه الوحدة بدراسة شكل مُحدَّد من أشكال الطاقة، يُسمَّى **المحتوى الحراري Enthalpy**. المحتوى الحراري هو كمية الطاقة المُخترَنة في المادة عند تكوينها. تتأثر هذه الطاقة بدرجة الحرارة وحالة المادة والضغط والحجم. لذلك، فإن المحتوى الحراري (H) يساوي الطاقة الداخلية (U) مضافة إلى حاصل ضرب الضغط في الحجم (PV)؛ وبالتالي فإنَّ المعادلة تكون:  $H = U + PV$ . إلا أن الطاقة التي تكون في شكل ضوء، أو حركة، أو جاذبية أرضية، لا تُعدّ من صور المحتوى الحراري، مثلها مثل الطاقة الكهربائية والطاقة النووية أيضًا.

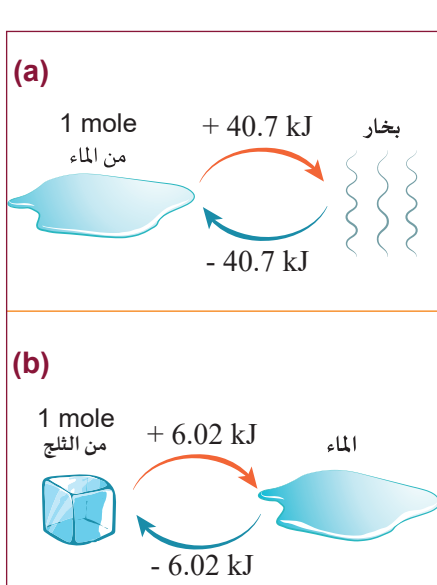
**المحتوى الحراري، H، هو مقدار الطاقة الكيميائية المخزنة في المادة عند تكوينها، وتتأثر بتغير درجة الحرارة والضغط والحجم وعند حدوث تغيرات في حالة المادة:  $H = U + PV$ .**

لا يمكن قياس المحتوى الحراري للمادة بشكل مطلق. لذلك، فإن الكثير من العمليات ينتج عنها حدوث تغيرات في المحتوى الحراري، كالتفاعلات الكيميائية، وتغيرات الحالة، وتغيرات درجة الحرارة، وتمدد الغاز وضغطه. يُمثّل التغير في المحتوى الحراري عند ضغط ثابت بالمعادلة الآتية:  $\Delta H = \Delta U + P\Delta V$

**التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  هو كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة بواسطة التفاعل أو النظام ويساوي الفرق بين مجموع المحتوى الحراري للنواتج ومجموع المحتوى الحراري للمتفاعلات.**

عندما يكون الضغط والحجم ثابتين، يكون التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  مُساوياً للتغير في الطاقة الداخلية  $\Delta U$ ، ويكون هذا التغير مُساوياً للطاقة الحرارية المنتقلة:  $\Delta H = \Delta U \rightarrow \Delta H = Q$ .

**عندما يكون الضغط والحجم (PV) ثابتين، فإن:  $\Delta H = Q$ .**



**الشكل 8-6 (a) الحرارة المولية للتبخّر (b) الحرارة المولية للانصهار.**

يُرافق التغير في الحالة الفيزيائية في أغلب الأحيان تغيرًا في المحتوى الحراري كما يبين الشكل 6-8 وعلى سبيل المثال:

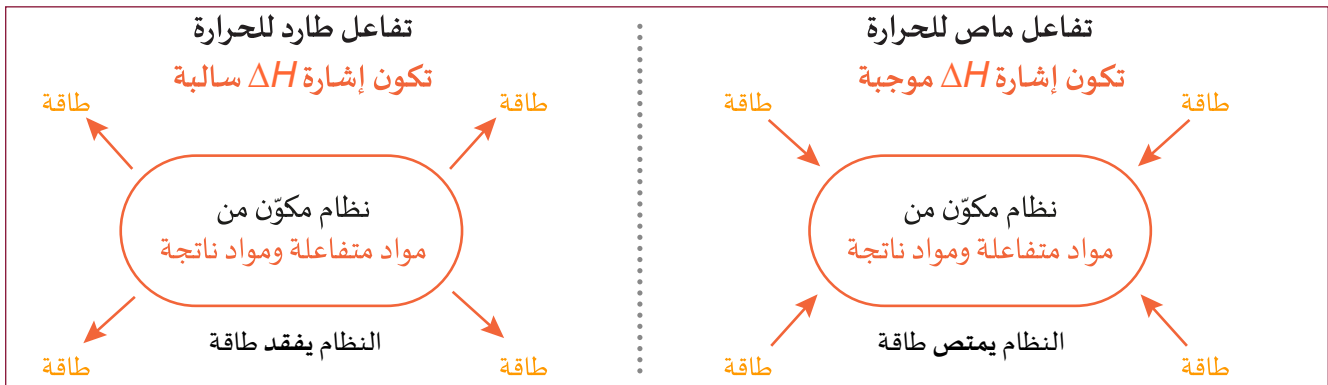
- الحرارة المولية للتبخّر، ورمزها  $\Delta H_{\text{vap}}$ : سيحتاج مول واحد من الماء إلى 40.7 kJ/mol عندما يكون عند درجة حرارة تبلغ 100°C ليتحوّل إلى بخار عند درجة الحرارة نفسها. (الشكل 6-8a).
- الحرارة المولية للانصهار، ورمزها  $\Delta H_{\text{fus}}$ : يجب امتصاص طاقة مقدارها 6.02 kJ/mol لمول واحد من الثلج عند درجة الحرارة 0°C ليتحوّل إلى ماء عند درجة الحرارة نفسها. (الشكل 6-8b).
- الحرارة المولية للتسامي، ورمزها  $\Delta H_{\text{sub}}$ : إذا تحول 1 mole من الثلج إلى بخار عند درجة حرارة تبلغ 100°C، فإنَّ التغير في الطاقة سيكون 54.15 kJ/mol.



## التغيرات الماصة والطاردة للحرارة

يُصاحب التفاعلات الكيميائية على الدوام تغييرًا في الطاقة من خلال التغير في المحتوى الحراري. ومن المعروف أن المحتوى الحراري يمثل الطاقة المخزنة في النظام. وبالتالي، فإن أي عملية تغير في النظام قد تُنقص أو تزيد في المحتوى الحراري (الشكل 6-9).

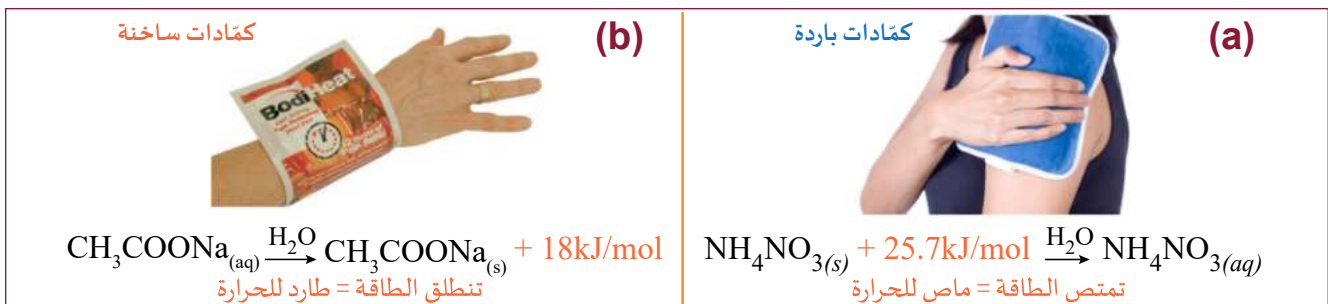
- خلال التفاعل الماص للطاقة الحرارية، يمتص النظام الحرارة من الوسط المحيط، وتكون قيمة التغير في المحتوى الحراري موجبة:  $\Delta H > 0$ .
- أما التفاعل الذي يُطلق الطاقة الحرارية، فيُصنّف بأنه طارد للحرارة، ويكون التغير في المحتوى الحراري قيمة سالبة:  $\Delta H < 0$ .



الشكل 6-9 نظام طارد للحرارة وآخر ماص للحرارة.

### أمثلة على تغيرات ماصة وطاردة للحرارة

- تُعدّ الكمّادات الساخنة والباردة أمثلة جيدة على التغيرات الماصة للحرارة والطاردة للحرارة.
- يحتوي أحد أنواع الكمّادات الباردة على نيترات الأمونيوم الصلبة. عند عصر الكمّادة تذوب نيترات الأمونيوم في الماء، وتُعدّ عملية ذوبانها ماصة للحرارة، إذ تمتصّ  $25.7 \text{ kJ/mol}$  من المحلول، ما يجعل الكمّادة باردة، لأن في التغيرات الماصة للحرارة تُمتصّ الطاقة الحرارية (الشكل 6-10a).
- تحتوي الكمّادات الساخنة على محلول فوق مشبع من أسيتات الصوديوم. درجة تجمّد هذا المُركّب تساوي  $54^\circ\text{C}$ . بمجرد عصر أسيتات الصوديوم تبدأ «بالتجمّد» أي التحول إلى مادة صلبة، وتُطلق طاقة حرارة تجمّدها، فتسخن وتتحول إلى حالتها الصلبة. تُعدّ هذه العملية طاردة للحرارة، لأنها تُطلق الطاقة الحرارية الشكل 6-10b. نستنتج مما سبق أن الكمّادات الباردة أو الساخنة تستخدم طاقة تغير الحالة لامتصاص الطاقة أو إطلاقها.

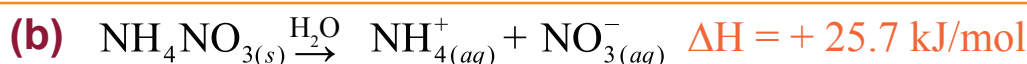


الشكل 6-10 (a) يتم امتصاص الطاقة، (b) يتم انطلاق الطاقة.

## المعادلة الكيميائية الحرارية

عند القيام بتقييم التغير في المحتوى الحراري لتفاعل ما، علينا أن نحدد المتفاعلات والنواتج. أما الوسط المحيط فهو كل شيء آخر بما فيه الماء الذي تذوب فيه المتفاعلات والنواتج. وبالتالي، فإن المعادلة الكيميائية التي تبين التغير في المحتوى الحراري تُسمى **المعادلة الكيميائية الحرارية Thermochemical equation**.

### تمثيل الطاقة في التفاعلات الماصة للحرارة

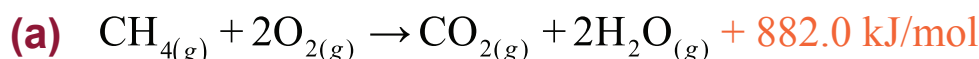


**الشكل 6-11** المعادلة الكيميائية الحرارية لعملية ذوبان نترات الأمونيوم في الماء.

**1.** يمكن كتابة كمية الطاقة الممتصة مع المتفاعلات في التفاعلات الماصة للحرارة **الشكل 6-11a** أو كتابة التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  على يمين المعادلة بحيث تكون قيمة  $\Delta H$  موجبة في التفاعلات الماصة للحرارة، **الشكل 6-11b**.

**2.** يمكن كتابة كمية الطاقة المنطلقة مع النواتج في التفاعلات الطاردة للحرارة كما في **الشكل 6-12a**. أو كتابة التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  على يمين المعادلة بحيث تكون قيمة  $\Delta H$  سالبة في التفاعلات الطاردة للحرارة **الشكل 6-12b**.

### تمثيل الطاقة في التفاعلات الطاردة للحرارة



**الشكل 6-12** المعادلة الكيميائية الحرارية لتفاعل احتراق الميثان.

يطلق التفاعل الطارد للحرارة في **الشكل 6-12**، طاقة مقدارها 882 kJ لكل مول واحد من الميثان المحترق. تُبين المُعادلة الكيميائية الحرارية أنَّ قيمة المحتوى الحراري  $\Delta H$  لهذا التفاعل تساوي -882 kJ/mol، لذا يُعدّ التفاعل طارداً للحرارة حيث يكون التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H < 0$ .

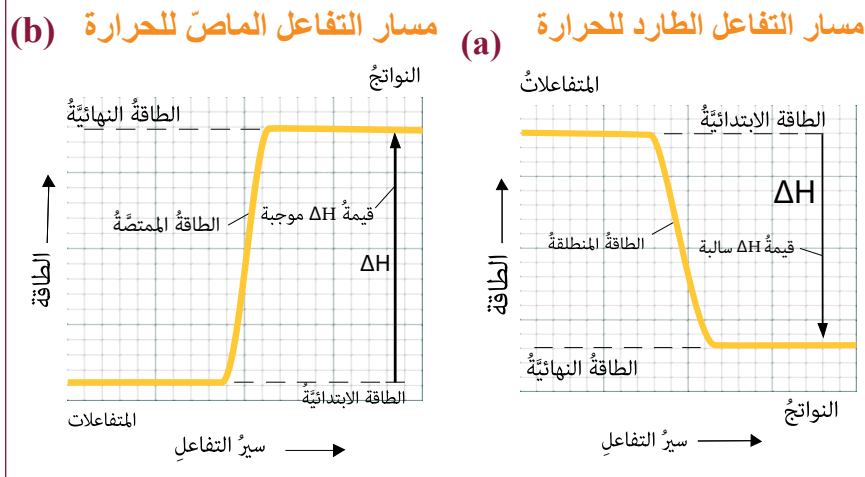
تُبين المُعادلة الكيميائية الحرارية لاحتراق غاز الميثان أن كل 1 mole منه يحترق بوجود 2 moles من غاز الأكسجين، وينتج عنه 1 mole من غاز ثاني أكسيد الكربون، و 2 moles من بخار الماء. عندما تتغير الكميات الداخلة في التفاعل بمقدار معامل مُعَيَّن في المُعادلة الكيميائية الحرارية، يجب أن تُضرب قيمة التغير في المحتوى الحراري لهذه المُعادلة في قيمة هذا المعامل نفسه. وكذلك، إذا تمّ خفض قيمة المُعاملات إلى النصف، فإن المُعادلة وقيمة التغير في المحتوى الحراري لهذا التفاعل تكونان كما يبين **الشكل 6-13**.



**الشكل 6-13** المعادلة الكيميائية الحرارية لاحتراق نصف مول من الميثان بوجود مول واحد من الأكسجين.

## إشارة $\Delta H$

التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  يصف محتوى الطاقة للنظام الذي يتكوّن في الغالب من المواد الناتجة والمواد المتفاعلة. عندما نقول إن التفاعل طارد للحرارة فإننا نعني أن طاقة المواد المتفاعلة أكبر من طاقة المواد الناتجة ولأن التغير في



الشكل 14-6 مسار تغيرات الطاقة الحرارية (a) للتفاعل الطارد للحرارة (b) للتفاعل الماص للحرارة.

المحتوى الحراري يساوي الفرق بين طاقة النواتج وطاقة المتفاعلات، فإن إشارة  $\Delta H$  تكون عندئذٍ سالبة، ويفقد النظام الطاقة كما يبين الرسم البياني في الشكل 14-6a. العكس صحيح في التفاعلات الماصة للحرارة، لأن طاقة النواتج هي أكبر من طاقة المتفاعلات. لذلك، فإن النظام يمتص الطاقة، ويكون التغير النهائي في المحتوى الحراري خلال حدوث التفاعل تغيرًا موجبًا، وتكون إشارة  $\Delta H$  موجبة كما يبين الرسم البياني في الشكل 14-6b.

## تغيرات الحالة

- كيف يتغير المحتوى الحراري عندما تنصهر مادة ما أو تتجمد؟
- كيف يتغير المحتوى الحراري عندما يغلي سائل ما أو يتكاثف؟
- كيف يتغير المحتوى الحراري عندما تتسامى مادة صلبة وتتحول إلى غاز أو يترسب غاز ما ويتحول إلى صلب؟

## كيف تبرد مكعبات الثلج مشروبك؟

في الأيام الحارة، جميعنا نحتاج إلى إضافة مكعبات الثلج إلى المشروبات المختلفة. نعلم جميعًا أن انصهار الثلج يخفف من تركيز المشروب. لماذا لا نستخدم مادة صلبة غير قابلة للانصهار لتبريد المشروبات؟

50 g

$-18^{\circ}\text{C} \rightarrow 0^{\circ}\text{C}$   
 $\Delta H = +1836 \text{ J}$   
 سائل  $\rightarrow$  صلب  
 $\Delta H = +16750 \text{ J}$

السبب في الحقيقة هو أن المواد الصلبة هذه أقل فعالية في تبريد المشروب من الثلج نفسه، وذلك لأن معظم الطاقة الحرارية التي يمتصها الثلج من المشروب هي من خلال تغير الحالة. مكعب ثلج كتلته 50 g يمتص حوالي 1836 J لترتفع درجة حرارته من  $-18^{\circ}\text{C}$  إلى  $0^{\circ}\text{C}$ . بينما، عندما ينصهر هذا المكعب من الثلج عند درجة حرارة  $0^{\circ}\text{C}$  في المشروب فإنه يمتص 16750 J. وبالتالي فإن تغير الحالة يمتص تسعة مرات من الطاقة الحرارية أكثر من تغير درجة حرارة نفس الكمية من الثلج.

## الحالة القياسية

تُعدّ عملية حساب التغير في المحتوى الحراري لتفاعل ما، عملية مُهمّة لفهم عملية انطلاق الطاقة أو امتصاصها خلال التفاعل. ويجب على الكيميائيين أن يحسبوا أولاً قيم حرارة التكوين لكثير من المُركّبات في الحالة القياسية. تشير **الحالة القياسية Standard state** إلى المواد المُتفاعلة التي تكون عند الظروف الآتية:

- قيمة الضغط تساوي 1 atm.
- قيمة تركيز المحاليل تساوي 1 M.
- لم تُحدّد IUPAC درجة حرارة محددة من قبل. ومع ذلك، فإن درجة الحرارة المُستخدمة في معظم الظروف القياسية تساوي 25°C (298.15 K)، وهي الدرجة التي تُعادل درجة حرارة الغرفة. ويتم تمثيل التغير في المحتوى الحراري عند هذه الظروف بالرمز  $\Delta H^\circ$ .

## حرارة الاحتراق القياسية $\Delta H_c^\circ$

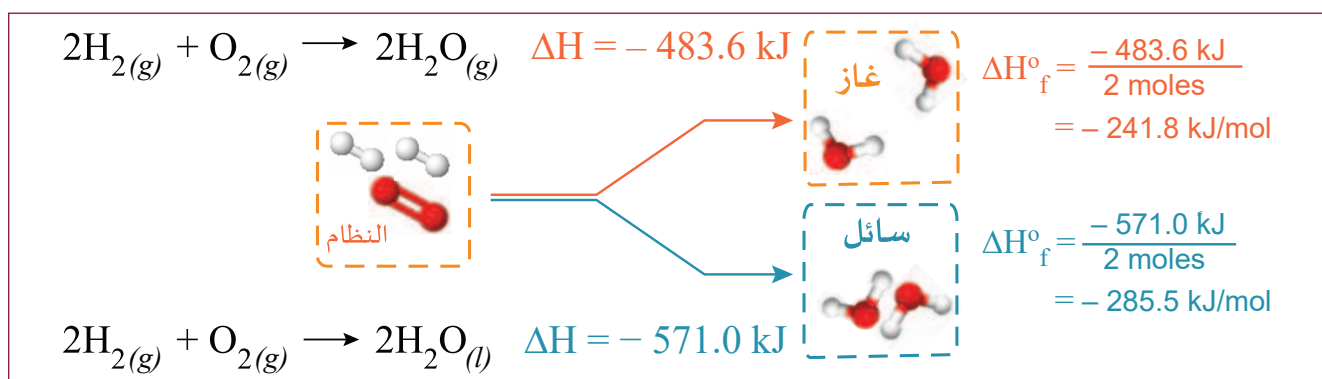
- **حرارة الاحتراق القياسية Standard enthalpy change of combustion**، هي كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق 1 mole من المادة احتراقاً تاماً بوجود كمية وفيرة من الأكسجين في الظروف القياسية ويتم تمثيلها بالرمز  $\Delta H_c^\circ$ . وقد أُدرجت بعض القيم لحرارة الاحتراق القياسية في الجدول 3-6.

الجدول 3-6 بعض قيم حرارة الاحتراق القياسية.

المادة	التفاعل	حرارة الاحتراق القياسية (kJ/mol)
الهيدروجين	$\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-285.8
الكربون	$\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$	-393.5
الميثان	$\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-890.8
الإيثانول	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-1366.8
أول أكسيد الكربون	$\text{CO}_{(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$	-283.0
المغنيسيوم	$\text{Mg}_{(s)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{MgO}_{(s)}$	-601.6
الكبريت	$\text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{2(g)}$	-296.8

## حرارة التكوين القياسية $\Delta H_f^\circ$

**حرارة التكوين القياسية Standard enthalpy change of formation** لأي مركب هو التغير في المحتوى الحراري عندما يتكوّن 1 mole من المادة من عناصرها الأساسية (الأولية) في الظروف القياسية، ويتم تمثيلها بالرمز  $\Delta H_f^\circ$ ، مع العلم بأن حرارة التكوين القياسية تختلف للمادة نفسها عندما تكون في الحالة الغازية أو السائلة أو الصلبة كما يبين الشكل 6-15.



الشكل 6-15 حرارة التكوين القياسية للماء في الحالتين الغازية والسائلة.

يُبين الشكل 6-15 أنه: عندما يتكوّن 2 moles من الماء السائل، فإن قيمة التغير في المحتوى الحراري تبلغ -571 kJ؛ وبالتالي، فإن قيمة حرارة التكوين القياسية  $\Delta H_f^\circ$  لها هي التغير في المحتوى الحراري لكل مول من الماء السائل الناتج، وتساوي  $-571/2 = -285.5 \text{ kJ/mol}$ . أما حرارة التكوين القياسية لمول واحد من بخار الماء فهي  $-241.8 \text{ kJ/mol}$ .

أدرجت قيم حرارة التكوين القياسية لعدد من المركبات في الجدول 6-4، مع الإشارة إلى أن معظم هذه القيم سالبة، لأن الطاقة تنطلق عندما تتكوّن هذه المركبات من عناصرها النقية. ولأننا نهتم في العادة بالتغيرات في المحتوى الحراري، فقد حُدّدت قيمة حرارة التكوين لبعض العناصر النقية، مثل الغازات ثنائية الذرات ( $\text{O}_2$ ،  $\text{N}_2$ ،  $\text{H}_2$ )، بأنها تساوي صفرًا حيث لا يوجد فرق في المحتوى الحراري بين ذراتها المتماثلة.

الجدول 6-4 قيم حرارة التكوين القياسية لبعض المواد الشائعة.

$\Delta H_f^\circ$ kJ/mol	الصيغة الكيميائية	المادة	$\Delta H_f^\circ$ kJ/mol	الصيغة الكيميائية	المادة
-238.4	$\text{CH}_3\text{OH}$	الميثانول (l)	0.0	$\text{O}_2$	الأكسجين (g)
-277.0	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	الإيثانول (l)	0.0	$\text{H}_2$	الهيدروجين (g)
-824.2	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	أكسيد الحديد (s) (III)	0.0	$\text{N}_2$	النيتروجين (g)
-771.4	$\text{CuSO}_4$	كبريتات النحاس (s) (II)	-393.5	$\text{CO}_2$	ثاني أكسيد الكربون (g)
-1271	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	الجلوكوز (s)	-285.5	$\text{H}_2\text{O}$	الماء (l)
+143	$\text{O}_3$	الأوزون (g)	-241.8	$\text{H}_2\text{O}$	الماء (g)
-411.12	$\text{NaCl}$	ملح الطعام (s)	-74.87	$\text{CH}_4$	الميثان (g)
-407.3	$\text{NaCl}$	ملح الطعام (aq)	-83.8	$\text{C}_2\text{H}_6$	الإيثان (g)



## التغير في المحتوى الحراري القياسي للتفاعل

يحسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل من خلال معادلة حسابية يطرح خلالها مجموع حرارة التكوين للمتفاعلات من مجموع حرارة التكوين للنواتج بحسب المعادلة 2-6 الآتية:

المعادلة 2-6 التغير في المحتوى الحراري القياسي للتفاعل.

2-6	التغير في المحتوى الحراري القياسي للتفاعل	$\Delta H^\circ_{\text{تفاعل}}$	التغير في المحتوى الحراري القياسي للتفاعل
		$\Delta H^\circ_{\text{تفاعل}}$	حرارة التكوين القياسية للمتفاعلات (kJ/mol)
		$\Delta H^\circ_{\text{نواتج}}$	حرارة التكوين القياسية للنواتج (kJ/mol)

$$\Delta H^\circ_{\text{تفاعل}} = \sum \Delta H^\circ_{f, \text{نواتج}} - \sum \Delta H^\circ_{f, \text{متفاعلات}}$$

تذكر أن الظروف القياسية للتفاعل لاستخدام المعادلة 2-6 هي عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة الغرفة أي 25°C. لذلك، فإذا لم تكن ظروف التفاعل عند الظروف القياسية فيجب تعديل حساب قياس التغير في المحتوى الحراري للتفاعل، وذلك بزيادة أو إنقاص الفرق في التغير في المحتوى الحراري للتفاعل عند الظروف الحالية والظروف القياسية.

### مثال 3

استخدم الجدول 4-6 لحساب التغير في المحتوى الحراري لتفاعل احتراق الإيثان عند الظروف القياسية بحسب المعادلة الكيميائية الآتية:

$$2\text{C}_2\text{H}_{6(g)} + 7\text{O}_{2(g)} \longrightarrow 4\text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(g)}$$

احسب التغير في المحتوى الحراري لتفاعل احتراق مول واحد من الإيثان (حرارة الاحتراق القياسية للإيثان).

### الحل

نطبق المعادلة 2-6.

متفاعلات $\Delta H^\circ_f$	نواتج $\Delta H^\circ_f$
$(\text{C}_2\text{H}_6)_{(g)} \quad 2\text{mol} \times -83.8 \text{ kJ/mol}$	$(\text{CO}_2)_{(g)} \quad 4\text{mol} \times -393.5 \text{ kJ/mol}$
$(\text{O}_2)_{(g)} \quad 7\text{mol} \times 0.00 \text{ kJ/mol}$	$(\text{H}_2\text{O})_{(g)} \quad 6\text{mol} \times -241.8 \text{ kJ/mol}$
$-167.6 \text{ kJ/mol}$	$-3024.8 \text{ kJ/mol}$

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{\text{تفاعل}} &= \sum \Delta H^\circ_{f, \text{نواتج}} - \sum \Delta H^\circ_{f, \text{متفاعلات}} \\ &= -3024.8 \text{ kJ/mol} - (-167.6 \text{ kJ/mol}) \\ &= -2857.2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

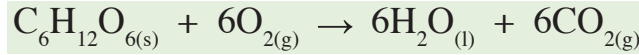
التغير في المحتوى الحراري للتفاعل بحسب المعادلة الكيميائية الموزونة هو -2857.2 kJ لحساب التغير في المحتوى الحراري لتفاعل احتراق مول واحد من الإيثان نقسم هذه القيمة على 2 لأن المعادلة الموزونة تبين وجود مولين من الإيثان:

$$\Delta H^\circ_c = \frac{-2857.2}{2} = -1428.6 \text{ kJ/mol} \text{ لمول واحد من الإيثان}$$

## مثال 4



احسب التغير في المحتوى الحراري لتفاعل احتراق 100 g من الجلوكوز خلال عملية التنفس الخلوي والذي يحدث حسب المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



**الحل** نستخدم الجدول 4-6 لنجد حرارة التكوين القياسية لكل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة، ثم نستخدم المعادلة 2-6 لحساب التغير في المحتوى الحراري لتفاعل احتراق الجلوكوز.

متفاعلات $\Delta H_f^\circ$	نواتج $\Delta H_f^\circ$
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$ 1 mol $\times -1271 \text{ kJ/mol}$	$\text{CO}_2(\text{g})$ 6 mol $\times -393.5 \text{ kJ/mol}$
$6 \text{ O}_2(\text{g})$ 6 mol $\times 0.00 \text{ kJ/mol}$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ 6 mol $\times -285.5 \text{ kJ/mol}$
$-1271 \text{ kJ}$	$-4074.0 \text{ kJ}$

$$\begin{aligned}\Delta H_c^\circ &= \sum \Delta H_{f, \text{نواتج}}^\circ - \sum \Delta H_{f, \text{متفاعلات}}^\circ \\ &= -4074 \text{ kJ} - (-1271 \text{ kJ}) \\ &= \boxed{-2803 \text{ kJ/mol}} \text{ لمول واحد من الجلوكوز}\end{aligned}$$

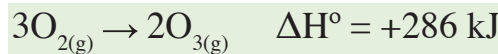
التفاعل ينتج 2803 kJ لكل مول واحد من الجلوكوز. نستخدم الكتلة المولية للجلوكوز (180.16 g/mol) لحساب التغير في المحتوى الحراري لكتلة 100 g من الجلوكوز.

$$\Delta H = 100 \text{ g glucose} \left( \frac{1 \text{ mol glucose}}{180.16 \text{ g glucose}} \right) \left( \frac{-2803 \text{ kJ}}{1 \text{ mol glucose}} \right) = \boxed{-1555.8 \text{ kJ}}$$

## مثال 5



تساعد الأشعة فوق البنفسجية على تحويل غاز الأكسجين إلى غاز الأوزون في طبقة الغلاف الجوي العليا. والمعادلة الكيميائية الحرارية أعطيت على النحو الآتي:



احسب حرارة التكوين القياسية للأوزون.

**الحل**

المطلوب حساب حرارة تكوين 1 mole من الأوزون، وقد أعطيت المعادلة السابقة لتكوين 2 moles من الأوزون. لذلك، فإن المعادلة الكيميائية الحرارية لحساب  $\Delta H_f^\circ$  ستكون على النحو الآتي:



نقسم عدد المولات الموجودة في المعادلة على 2؛ ولحساب  $\Delta H_f^\circ$ ، نقسم قيمة  $\Delta H^\circ$  على 2 أيضاً:

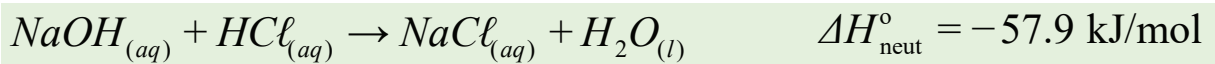
$$\Delta H_f^\circ = \frac{+286 \text{ kJ}}{2} = \boxed{+143 \text{ kJ/mol}}$$

## حرارة التعادل القياسية $\Delta H^\circ_{\text{neut}}$

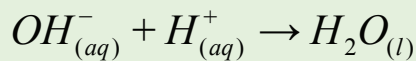
كمية الحرارة المنطلقة عند تكوين (1 mole) من الماء عند تعادل حمض مع قاعدة في المحاليل المخففة في الظروف القياسية تُسمى **حرارة التعادل القياسية** **Standard enthalpy change of neutralization**، ويتم تمثيلها بالرمز  $\Delta H^\circ_{\text{neut}}$ ، وتكون قيمتها دائماً أقل من الصفر (قيمة سالبة).

### تعادل حمض قوي وقاعدة قوية

عندما يحدث تعادل بين حمض قوي وقاعدة قوية عند الظروف القياسية، تكون قيمة التغير في المحتوى الحراري بين  $-57 \text{ kJ/mol}$  و  $-58 \text{ kJ/mol}$ ، نأخذ مثلاً التفاعل الذي يحدث بين هيدروكسيد الصوديوم وحمض الهيدروكلوريك (قاعدة قوية وحمض قوي) المُبين في المعادلة الكيميائية الآتية:



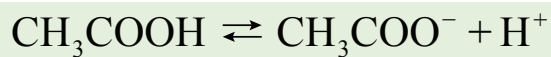
في هذا التفاعل، تتفاعل أيونات الهيدروجين من الحمض القوي مع أيونات الهيدروكسيد من القاعدة القوية، لتكوين الماء على النحو الآتي:



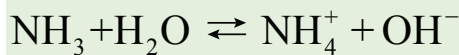
وهذا هو التفاعل نفسه الذي يحدث بين الأحماض القوية والقواعد القوية جميعها. من هذا المنطلق، يكون التغير في المحتوى الحراري مُتشابهاً في هذه التفاعلات جميعها، بغض النظر عن أسماء الأحماض والقواعد القوية المُستخدمة.

### تعادل حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة

يتأين الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة تأيئاً جزئياً في الماء: في التراكيز الشائعة لحمض الأسيتيك يتأين ما نسبته 1% تقريباً من الحمض وفق المعادلة الآتية:



وبشكل مشابه، فإنّ التراكيز الشائعة للقاعدة الضعيفة، كمحلول الأمونيا، تسمح بتفكك ما نسبته 1% فقط من القاعدة وفق المعادلة الآتية:



بشكل عام قيم حرارة التعادل القياسية لتفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة، تُعد الأقل بين تفاعلات التعادل التي تحتوي أي من الأحماض القوية أو القواعد القوية، على سبيل المثال تفاعل حمض الأسيتيك مع محلول الأمونيا الموضح في المعادلة الكيميائية الحرارية الآتية:



ذلك لأنّ جزءاً من الطاقة المنطلقة أثناء تكوين الماء يستهلك في تأين الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة، وينتج عن ذلك تغير في المحتوى الحراري أقل من التغير في المحتوى الحراري لتفاعل تعادل الأحماض القوية مع القواعد القوية.

## حرارة الذوبان القياسية $\Delta H^\circ_{\text{soln}}$



الشكل 6-16 مادة قابلة للذوبان في مذيب.

ينتج المحلول عندما تتم إضافة مادة قابلة للذوبان إلى مذيب (الشكل 6-16). ويمكن أن يكون إنتاج المحلول عملية طاردة للحرارة أو ماصة لها. وعلى سبيل المثال، فإن عملية إذابة  $\text{NaCl}$  في الماء تُعدّ عملية ماصة للحرارة، أما ذوبان  $\text{KOH}$  فيُعدّ عملية طاردة للحرارة.

يُطلق على التغيّر في المحتوى الحراري عندما يذوب 1 mole من المادة المذابة (عند ظروف قياسية) في مذيب إلى أن يتكوّن محلول مخفف جدًا اسم

**حرارة الذوبان القياسية**  $\Delta H^\circ_{\text{soln}}$  Standard enthalpy change of solution.

ويتم تمثيلها بالرمز  $\Delta H^\circ_{\text{soln}}$ . يمكن استخدام المعادلة 6-3 لحساب حرارة الذوبان القياسية، حيث تُمثّل  $Q$  كمية الحرارة المنتقلة، و  $n$  عدد مولات المادة التي ذابت في المذيب. كما يمكن استخدام هذه العلاقة لحساب أي تغيّر حراري قياسي مثل حرارة التعادل القياسية. (كما في المثال رقم 7)

3-6	حساب حرارة الذوبان القياسية	$\Delta H^\circ_{\text{soln}}$	حرارة الذوبان القياسية (kJ/mol)
		$Q$	كمية الحرارة المنتقلة (kJ)
		$n$	عدد المولات

$$\Delta H^\circ_{\text{soln}} = \frac{Q}{n}$$

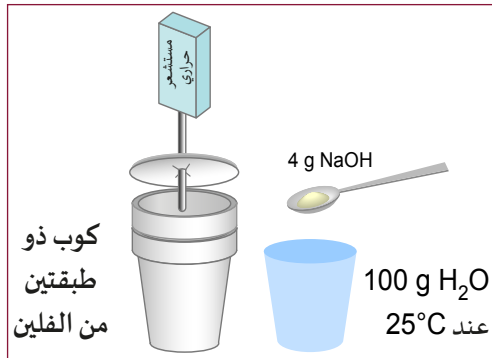
يمكن تفسير حرارة الذوبان القياسية في الخطوات الآتية:

1. تتفكك الروابط الموجودة داخل المادة المذابة، وتُعدّ هذه الخطوة عملية ماصة للحرارة.
2. تتفكك الروابط الموجودة داخل المذيب، وتُعدّ هذه الخطوة عملية ماصة للحرارة أيضًا.
3. تتكوّن روابط جديدة بين المادة المذابة والمذيب، وتُعدّ هذه الخطوة عملية طاردة للحرارة.
4. تكون قيمة حرارة الذوبان محصلة الطاقة الممتصة للتفكك و الطاقة المنطلقة عند تكوين المحلول.

**الجدول 6-5** قيم حرارة الذوبان القياسية لعدد من الأملاح الذائبة في الماء.

المادة المذابة	$\Delta H^\circ_{\text{soln}}$ kJ/mol	المادة المذابة	$\Delta H^\circ_{\text{soln}}$ kJ/mol
$\text{NH}_4\text{Cl (s)}$	+14.78	$\text{LiBr (s)}$	-23.26
$\text{NaCl (s)}$	+3.88	$\text{NaBr (s)}$	-0.60
$\text{KCl (s)}$	+17.22	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ (s)}$	+25.69
$\text{LiCl (s)}$	-37.03	$\text{AgNO}_3 \text{ (s)}$	+22.59
$\text{NH}_4\text{Br (s)}$	+16.78	$\text{NaNO}_3 \text{ (s)}$	+20.5
$\text{KBr (s)}$	+19.87	$\text{KNO}_3 \text{ (s)}$	+34.89

مثال 6



تمّت إضافة 4 g من هيدروكسيد الصوديوم الصلب  $\text{NaOH}_{(s)}$  إلى 100 mL (100 g) من الماء المُقَطَّر الموضوع في مُسَعِّر على هيئة كوب فليني. كانت درجة حرارة الماء الابتدائية  $25^\circ\text{C}$ ، ثم ارتفعت إلى  $35^\circ\text{C}$ . احسب حرارة الذوبان القياسية لهيدروكسيد الصوديوم الصلب  $\text{NaOH}$ . (علمًا بأن الحرارة النوعية للماء تساوي  $4184 \text{ J/}^\circ\text{C kg}$ ).

الشكل 6-17 تجربة المُسَعِّرَة.

الحلّ

العلاقتان الرياضيتان اللتان سوف تُستخدمان في هذا المثال هما:

$$\Delta H_{soln}^\circ = \frac{Q}{n} \quad Q = mc\Delta T$$

ويكون حساب التغيّر في درجة الحرارة على النحو الآتي:

$$\Delta T = T_f - T_i = 35 - 25 = 10^\circ\text{C}$$

الخطوة التالية هي حساب الحرارة المُنتقلة للماء. يجب أن نستخدم كتلة الماء بوحدة kg:

$$Q = mc\Delta T = (0.1 \text{ kg})(4184 \text{ J/kg}^\circ\text{C})(10^\circ\text{C}) = 4184 \text{ J}$$

ولأنّ الحرارة منطلقة فيجب أن تكون قيمتها سالبة يُمكننا كتابة الحرارة المُنتقلة بوحدة kJ وهي تُساوي تقريبًا -4.2 kJ.

قيمة حرارة الذوبان القياسية للمحلول تُساوي كمّية الحرارة المُنتقلة لكل مول. ولكن، كم يبلغ عدد مولات المادّة المُذابة في المحلول؟

عدد المولات يساوي كتلة المادّة المُذابة مقسومة على كتلتها المولية

والكتلة المولية لمُرْكَب  $\text{NaOH}$ :

$$\text{NaOH} = 22.99 + 16 + 1.008 = 39.998 \text{ g/mol}$$

عندئذ، يبلغ عدد المولات:

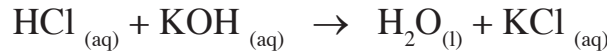
$$n = \frac{m}{M} = \frac{4 \text{ g}}{39.998 \text{ g/mol}} = 0.1 \text{ mol}$$

وأخيرًا، يتم حساب حرارة الذوبان القياسية للمحلول لكل مول، على النحو الآتي:

$$\Delta H_{soln}^\circ = \frac{Q}{n} = \frac{-4.2 \text{ kJ}}{0.1 \text{ mol}} = -42 \text{ kJ/mol}$$



في تجربة لحساب التغير في المحتوى الحراري تم إضافة 50ml من 0.5M محلول هيدروكسيد البوتاسيوم بسرعة إلى 50ml من 0.5M محلول حمض الهيدروكلوريك في كأس زجاجية والتفاعل الحادث توضحه المعادلة الآتية:



وكانت درجة الحرارة الأولية للتفاعل  $19.5^\circ\text{C}$  وتم قياس درجة الحرارة النهائية فكانت  $23.1^\circ\text{C}$

أجب عن الأسئلة الآتية:

1. حدد مع توضيح السبب نوع التفاعل (طارد أم ماص للحرارة).
2. احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل السابق (علمًا بأن الحرارة النوعية للماء تساوي  $4184 \text{ J/}^\circ\text{C kg}$ ).
3. احسب حرارة التعادل القياسية.
4. هل يتوافق الناتج مع دراستك؟ فسر إجابتك.
5. ماذا تتوقع أن يكون مصدر الخطأ في التجربة السابقة؟

### الحل

العلاقته الرياضيتان اللتان سوف تُستخدمان في هذا المثال هما:

$$\Delta H^\circ_{\text{neut}} = Q/n$$

$$Q = mc\Delta T$$

1. التفاعل طارد للحرارة ويمكن استنتاج ذلك من ارتفاع درجة الحرارة من  $19.5^\circ\text{C}$  إلى  $23.1^\circ\text{C}$  حيث أن تفاعلات الأحماض والقواعد (أو القلويات) تكون طاردة للحرارة.

2. لحساب التغير في المحتوى الحراري:

نحسب التغير في درجة الحرارة على النحو الآتي:

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$= 23.1 - 19.5 = 3.6^\circ\text{C}$$



الخطوة التالية هي حساب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل

يجب أن نستخدم مجموع كتل الحمض والقاعدة (لاحظ أن المحاليل مخففة لذلك يمكن اعتبار الحجم هو نفس الكتلة كما في الماء) بوحدة kg:

$$Q = mc\Delta T = (0.1 \text{ kg})(4184 \text{ J/kg}^\circ\text{C})(3.6^\circ\text{C}) = 1506.24 \text{ J}$$

ولأن الحرارة منطلقة فيجب أن تكون قيمتها سالبة يُمكننا كتابة الحرارة المُنتقلة بوحدة kJ وهي تُساوي تقريباً -1.5kJ.

3. قيمة حرارة التعادل القياسية تُساوي كمية الحرارة المنطلقة لكل مول من الماء لتفاعل التعادل.

عدد مولات الماء يساوي عدد مولات أي من الحمض أو القاعدة.

وبالتالي نحسب عدد مولات الحمض التي تساوي مولارية الحمض ضرب حجمه بالتر

$$n = M \times V_{(L)}$$

$$n = 0.5 \times 0.05 = 0.025 \text{ mol}$$

وأخيراً، يتم حساب حرارة التعادل القياسية للمحلول لكل مول، على النحو الآتي:

$$\Delta H^\circ_{\text{neut}} = Q/n$$

$$= -1.5 / 0.025$$

$$\Delta H^\circ_{\text{neut}} = -60 \text{ kJ/mol}$$

4. الناتج لا يتوافق مع قيمة حرارة التعادل القياسية لحمض قوي وقاعدة قوية وهي -57.9KJ/mol.

5. قد يكون مصدر الخطأ في التجربة دقة القياسات لكل من الحجم ودرجات الحرارة وأيضاً فقدان الحرارة لعدم استخدام مسعر أو كوب من البولي ستيرين.

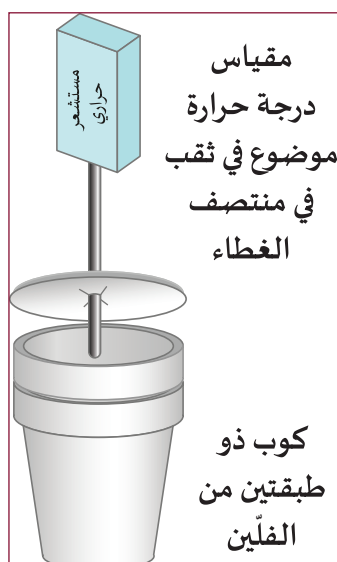


## التغير في المحتوى الحراري

1-6

سؤال الاستقصاء	كيف نحسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل؟
المواد المطلوبة	مُستشعر (مقياس) درجة حرارة، محلول $HCl$ تركيزه 1 M، شريط مغنيسيوم، أكسيد المغنيسيوم، مخبر مدرج، كوب من الفلين عدد (2)، غطاء كوب، فليين يحتوي على ثقب في منتصفه لإدخال مقياس درجة الحرارة، ميزان، عبوة غسيل تحتوي على ماء مُقطر.

### الإجراءات المختبرية



الشكل 18-6 مُسعر الكوب

1. ضع مُسعر الكوب الفليين الفارغ ذي الطبقتين على الميزان، وسجّل كتلته.
2. ضع 60.0 mL من محلول  $HCl$  تركيزه 1.0 M في المُسعر، ثم ضعه على الميزان، وسجّل الكتلة الكلية، ثم احسب كتلة  $HCl$  وسجّلها.
3. ضع قطعة من شريط المغنيسيوم على الميزان، على أن تكون كتلتها تساوي 0.6 g تقريباً، وسجّل الكتلة الفعلية لشريط  $Mg$ .
4. أضف بحذر شديد شريط  $Mg$  إلى داخل المُسعر الذي يحتوي على حمض  $HCl$ ، ثم ضع الغطاء الفليين فوراً فوق الكوب الذي يحتوي على الخليط، وأدخل مقياس درجة الحرارة في الثقب الموجود في منتصف الغطاء (الشكل 18-6).
5. توقّف عن جمع البيانات عندما يتوقّف مستوى درجة الحرارة عن الارتفاع، ثم سجّل أعلى درجة حرارة وصل إليها المخلوط، واحسب التغير في درجة الحرارة.
6. عندما يكتمل التفاعل، صبّ المخلوط في الحوض، واغسل الكوب بعناية (من 3 إلى 4 مرات) بماء الصنبور، ثم جفّف مُسعر الكوب الفليين من الداخل والخارج ليكون جاهزاً للتفاعل التالي.
7. كرّر التجربة باستخدام  $MgO$  على أنه مادة متفاعلة.

### الأسئلة:

1. احسب الحرارة المُنتقلة في التجربة.
2. ما التغير في المحتوى الحراري للتفاعل؟
3. هل تم تنفيذ التجربة عند ظروف قياسية؟
4. صف ما تعلّمته عن التفاعلات التي تُجرى في المُسعر في هذا الاستقصاء.

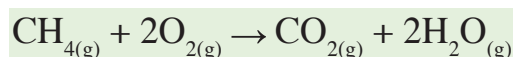
## تقويم الدرس 1-6

1. إذا كان التغير في المحتوى الحراري لتفاعل ما يحمل إشارة موجبة،  $\Delta H$ ، فما نوع هذا التفاعل؟ وضح إجابتك.

2. ما الفرق بين الحرارة المولية للتبخّر والحرارة المولية للانصهار؟

المادة	$\Delta H_f^\circ$
$\text{CH}_{4(g)}$	$-74.87 \text{ kJ/mol}$
$\text{O}_{2(g)}$	0
$\text{CO}_{2(g)}$	$-393.5 \text{ kJ/mol}$
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$-241.8 \text{ kJ/mol}$

3. احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:



ثم صنف هذا التفاعل: هل التفاعل ماصّ للحرارة أم طارد للحرارة؟

4. هل يكتسب الوسط المحيط بالتفاعل طاقة أم يفقدها، إذا كانت المواد المتفاعلة تمتلك طاقة أكثر من المواد الناتجة؟ فسر إجابتك.

5. استخدم المعادلة الكيميائية الحرارية لتبخّر الماء الآتية:

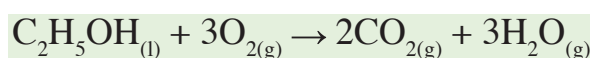


a. لحساب قيمة  $\Delta H$  لتبخّر 3 moles من الماء.

b. لحساب قيمة  $\Delta H$  لتبخّر 3 g من الماء.

c. لحساب قيمة  $\Delta H$  لتكاثف 20 g من الماء.

6. استخدم المعلومات المدرجة في الجدول أدناه لتحسب التغير في المحتوى الحراري الذي يحدث أثناء عملية احتراق الإيثانول مستخدماً حرارة التكوين القياسية للمواد المبينة في المعادلة الآتية:



$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta H_f^\circ = -277 \text{ kJ/mol}$	$\Delta H_f^\circ = 0 \text{ kJ/mol}$	$\Delta H_f^\circ = -393.5 \text{ kJ/mol}$	$\Delta H_f^\circ = -241.8 \text{ kJ/mol}$

7. تمت إضافة 1.92 g من ملح  $\text{KBr}_{(s)}$  إلى 100 g من الماء الموضوع في وعاء معزول، فانخفضت درجة الحرارة بمقدار  $0.766^\circ\text{C}$ . احسب حرارة الذوبان القياسية للملح إذا علمت أن الحرارة النوعية للماء هي  $4184 \text{ J/kg}^\circ\text{C}$ .



## فريتز هابر Fritz Harber 1868-1934م



كان فريتز هابر كيميائيًا ألمانيًا معروفًا بعمله في دورات الطاقة. وقد حاز على كثير من الجوائز والأوسمة لإسهاماته الواسعة ومنها:

جائزة نوبل في الكيمياء في العام 1918م.

وسام بنسن لجمعية بنسن في العام 1918م.

نائب رئيس الاتحاد الدولي للكيمياء البحتة والتطبيقية في العام 1931م.

وُلد فريتز هابر في بروسيا، وهي التي تُعرف اليوم باسم بولندا. التحق بمدارس شهيرة فيها، واجتاز امتحانات الدراسة الثانوية في سبتمبر من العام 1886م. ثم التحق بجامعة فريديريك فيلهلم في برلين لدراسة الكيمياء. انتقل بعد ذلك إلى جامعة هايدلبرغ، ودرس بإشراف البروفسور روبرت بنسن، لينتقل بعد عام إلى الكلية التقنية في شارلوتنبورغ، حيث خدم عامًا واحدًا في فوج المدفعية السادس الميداني، ثم عاد إلى إكمال دراسته وحصل على شهادة الدكتوراه بدرجة امتياز من جامعة فريديريك فيلهلم في العام 1891م.

بعد حصوله على شهادة الدكتوراه، ذهب هابر للعمل مع والده، ثم أخذ بعض الدروس في التلمذة المهنية والصناعية. إلا أنه لجأ بعد ذلك إلى مهنة أكاديمية في العام 1892م. وبين الفترة الممتدة من 1894م إلى 1911م، طوّر فريتز هابر عملية هابر-بوش بالتعاون مع مُساعده، حيث أسهمت هذه العملية في إنتاج الأمونيا على نطاق واسع، وكان ذلك خطوة كبيرة في الصناعة الزراعية. هذه العملية هي التي أهّلته للفوز بجائزة نوبل في العام 1918م.

في العام 1919م، طوّر فريتز هابر وماكس بورن دورة بورن-هابر، التي تسمح بحساب طاقات الشبكة البلورية. ومنذ العام 1919م، خدم ألمانيا خلال الحرب العالمية الأولى بمُشاركته في تطوير الأسلحة الكيميائية، لكنّه اضطرّ في الحرب العالمية الثانية إلى الفرار من ألمانيا، وقبّل في فلسطين التي كانت تحت الانتداب البريطاني منصب مُدير في معهد سيف للأبحاث. أُصيب هابر بنوبة قلبية قاتلة في 29 يناير في العام 1934 وهو عائد إلى الشرق الأوسط من مقرّ إقامته في فندق سويسري.






# الوحدة 6


## مراجعة الوحدة

### الدرس 6-1: المُحتوى الحراري

- **المُسْعِرَة** (قياس كمية الطاقة الحرارية) **Calorimetry** هي أحد فروع العلوم الفيزيائية الذي يدرس التبادل الحراري بين المواد.
- يمكن صنع **مُسْعِر حراري Calorimeter** بسيط باستخدام كوبين من الفلين مع غطاء ومقياس درجة حرارة، ومُحرِّك.
- **الحرارة النوعية Specific heat capacity** لأية مادة هي كمية الطاقة اللازمة لتغيُّر درجة حرارة 1kg من المادة بمقدار  $1^{\circ}\text{C}$ .
- يكون **التغيُّر في المحتوى الحراري Enthalpy change** مساوياً للتغيُّر في الطاقة الحرارية الذي يتم قياسه عند ضغط ثابت.
- الشروط التي تُحدِّد **الحالة القياسية Standard state** هي درجة حرارة مقدارها  $25^{\circ}\text{C}$ ، وضغط مقداره 1 atm وتركيز 1M للمحاليل.
- عندما يحترق مول واحد من المُركَّب بشكل كامل مع الأكسجين في الظروف القياسية، يُشار إلى التغيُّر في المحتوى الحراري على أنه **حرارة الاحتراق القياسية Standard enthalpy change of combustion**.
- عندما يتكوَّن 1 mole من مادة ما، من العناصر الأساسية الموجودة في حالاتها القياسية، يُشار إلى التغيُّر في المحتوى الحراري على أنه **حرارة التكوين القياسية Standard enthalpy change of formation**.
- عند إنتاج 1 mole من الماء نتيجة تفاعل بين حمض وقاعدة في الظروف القياسية، يُشار إلى التغيُّر في المحتوى الحراري على أنه **حرارة التعادل القياسية Standard enthalpy change of neutralization**.
- عندما يذوب 1 mole من المادة المُذابة في مُذيب إلى أن يتحقَّق التخفيف اللانهائي، يُشار إلى التغيُّر في المحتوى الحراري على أنه **حرارة الذوبان القياسية Standard enthalpy change of solution**.

## أسئلة اختيار من متعدد

1. إذا كانت قيمة  $\Delta H$  لتفاعل ما تساوي  $+71.7 \text{ kJ/mol}$ ، فما نوع هذا التفاعل؟ 
  - a. تعادل
  - b. احتراق
  - c. طارد للحرارة
  - d. ماص للحرارة
2. أي من العناصر الآتية لا يمتلك حرارة تكوين قياسية تساوي قيمتها صفرًا عند درجة حرارة مقدارها  $25^\circ\text{C}$ ، وضغط مقداره  $1 \text{ atm}$ ؟ 
  - a.  $\text{H}_{2(g)}$
  - b.  $\text{N}_{2(g)}$
  - c.  $\text{O}_{2(g)}$
  - d.  $\text{Fe}_{(g)}$
3. يمكن للتفاعل الكيميائي أن يحدث في خطوة واحدة أو خطوتين. أي من العبارات الآتية تعبر بشكل صحيح عن قانون هس؟ 
  - a. حفظ الكتلة لا يعتمد على مسار التفاعل.
  - b. التغير في المحتوى الحراري في تفاعل الخطوة الواحدة هو الأقل.
  - c. النواتج من مسار الخطوة الواحدة هي نفسها النواتج من المسار ذي الخطوتين.
  - d. التغير في المحتوى الحراري في تفاعل الخطوة الواحدة هو عبارة عن جمع التغير في المحتوى الحراري للتفاعلين في مسار الخطوتين.
4. أي من أنواع التفاعلات الآتية يكون المحتوى الحراري ذا قيمة سالبة؟ 
  - a. ماص للحرارة، إذ يقل المحتوى الحراري للنظام.
  - b. طارد للحرارة، إذ يقل المحتوى الحراري للنظام.
  - c. طارد للحرارة، إذ يزداد المحتوى الحراري للنظام.
  - d. ماص للحرارة، إذ يزداد المحتوى الحراري للنظام.
5. المواد الآتية: A و B و C هي عناصر. احسب ثم اختر حرارة التكوين القياسية الصحيحة للمركب  $\text{ABC}_2$  مستخدمًا المعادلات الكيميائية الحرارية الآتية: 
  - a.  $+ 50 \text{ kJ/mol}$
  - b.  $+ 75 \text{ kJ/mol}$
  - c.  $+ 125 \text{ kJ/mol}$
  - d.  $+ 175 \text{ kJ/mol}$

$A + B \rightarrow AB$   $\Delta H_1 = + 50 \text{ kJ/mol}$   
 $AB + C_2 \rightarrow \text{ABC}_2$   $\Delta H_2 = + 125 \text{ kJ/mol}$
6. أي من العناصر الآتية ليس في حالته القياسية؟ 
  - a.  $\text{Li}_{(s)}$
  - b.  $\text{Fe}_{(s)}$
  - c.  $\text{Hg}_{(s)}$
  - d.  $\text{Ag}_{(s)}$



7. أيُّ من المصطلحات الآتية يعني: مقدار الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 kg من مادة ما  $1^{\circ}\text{C}$  ؟



a. المحتوى الحراري.

b. الحالة القياسية.

c. الحرارة النوعية.

d. المُسْعِرِيَّة (قياس كمية الطاقة الحرارية).

8. أيُّ من العبارات الآتية تُعدُّ أفضل تعريف لحرارة التكوين القياسية ؟



a. التغيُّر الكلي في المحتوى الحراري لإزالة إلكترون من أيون أو ذرّة.

b. التغيُّر الكلي في المحتوى الحراري لإضافة إلكترون إلى أيون أو ذرّة.

c. التغيُّر الكلي في المحتوى الحراري لتكوين مول واحد من مُركَّب ما من عناصره.

d. التغيُّر الكلي في المحتوى الحراري لتكوين مول واحد من مُركَّب أيوني من أيوناته الغازية.

9. تم استخدام مُسَعِّر حراري بسيط لتحديد المُحتوى الحراري لاحتراق الإيثانول، وكانت



القيمة التي تم الحصول عليها من التجربة أقلّ من القيمة الفعلية. ما السبب في ذلك ؟

a. الاحتراق كامل.

b. سوء التهوية.

c. قياسات دقيقة جدًا لدرجة الحرارة.

d. فقدان الطاقة الحرارية لمُحيط التفاعل.

10. سُخِّن 4.0g من الزجاج من 274K إلى 314K فامتص طاقة حرارية مقدارها 32J. الحرارة



النوعية لهذا النوع من الزجاج هي:

c. 0.20kJ/g.K

a. 200.0J/kg.K

d. 20.0J/mol.K

b. 20.0J/g.K

## أسئلة الإجابات القصيرة

### الدرس 6-1: المُحتوى الحراري

11. ما المقصود بالحرارة النوعية للمادة ؟



12. حدث تفاعل طارد للحرارة في مُسَعِّر حراري، حيث تمّ استخدام مقياس درجة الحرارة لقياس



درجة حرارة التفاعل، ثم استخدم وعاء غير معزول بدلاً من المُسَعِّر الحراري. قارن بين الحرارة

المقاسة في الوعاء غير المعزول والحرارة المقاسة في المُسَعِّر الحراري؟ وضح إجاباتك.

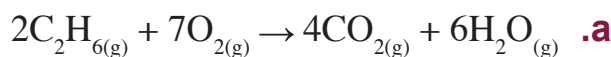
13. إذا كانت المواد المُتفاعلة لتفاعل ما تمتلك طاقة أكثر من المواد الناتجة، فهل سيكسب



الوسط المحيط حول التفاعل الطاقة، أم يفقدها ؟

14. استخدم الجدول الآتي لحساب التغير في المحتوى الحراري لاحتراق الإيثان والبروبان:

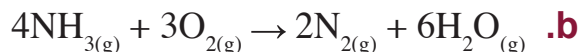
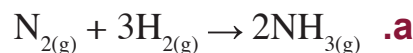
$C_2H_{6(g)}$	$C_3H_{8(g)}$	$CO_{2(g)}$	$H_2O_{(g)}$
$\Delta H_f = -83.8$ kJ/mol	$\Delta H_f = -104.7$ kJ/mol	$\Delta H_f = -393.5$ kJ/mol	$\Delta H_f = -241.8$ kJ/mol



15. ما المقصود بحرارة التكوين القياسية؟

16. احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعلين الآتين مستخدمًا حرارة التكوين القياسية الواردة في الجدول الآتي:

$NH_{3(g)}$	$H_2O_{(g)}$
$\Delta H_f^\circ = -46.0$ kJ/mol	$\Delta H_f^\circ = -241.8$ kJ/mol



17. تمت إضافة 50 mL من محلول  $HCl_{(aq)}$  تركيزه 1 M إلى 50 mL من محلول  $NaOH_{(aq)}$  تركيزه 1 M عند درجة حرارة مقدارها  $22.0^\circ C$  في مُسَجِّر حراري، فارتفعت درجة الحرارة إلى  $28.9^\circ C$ . اكتب مُعادلة التفاعل، واحسب حرارة التعادل القياسية للتفاعل.

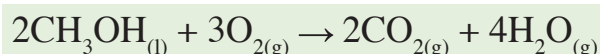
18. تمت إذابة 3 g من  $CaCl_{2(s)}$  في 150 g من الماء في مُسَجِّر حراري، وكانت درجة الحرارة الابتدائية للماء تساوي  $22.4^\circ C$ ، ثم ارتفعت إلى  $25.8^\circ C$  أثناء حدوث التفاعل.

a. احسب كمية الطاقة الحرارية المُنتقلة في التفاعل، إذا كانت الحرارة النوعية للمحلول الناتج تساوي  $4.18 J/g^\circ C$ .

b. هل يكون التفاعل طاردًا للحرارة أم ماصًا للحرارة؟

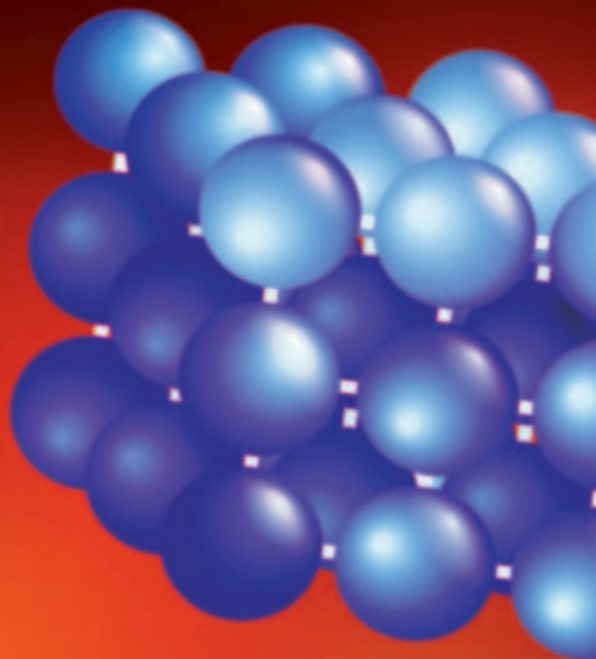
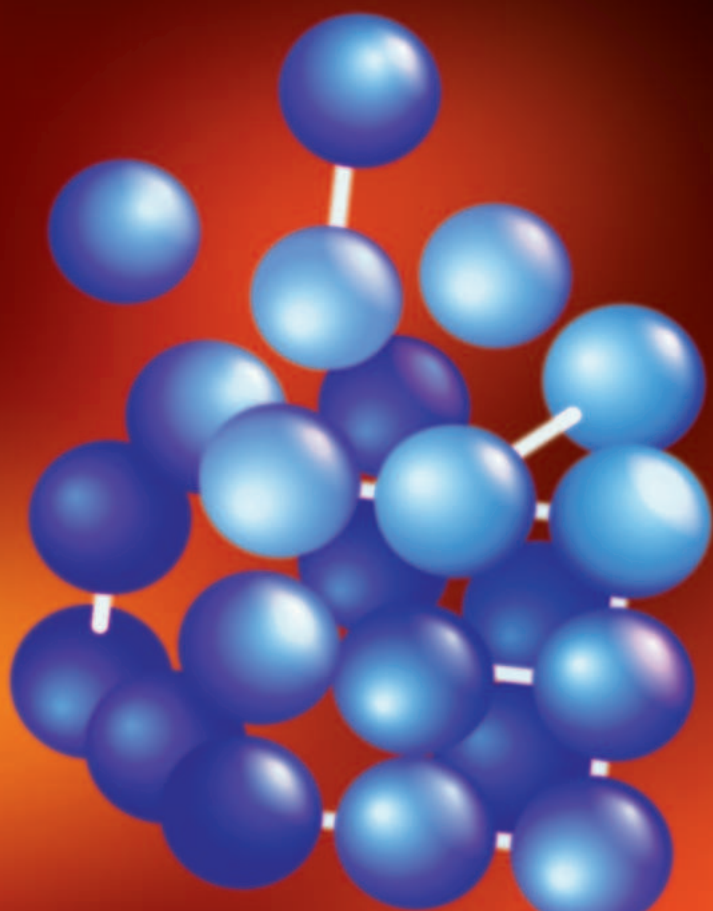
c. احسب حرارة الذوبان القياسية لكل مول من  $CaCl_2$ .

19. تم احتراق 10 g من الميثانول مع فائض من غاز الأكسجين بحسب المعادلة الكيميائية الآتية:



a. احسب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل السابق بالاستعانة بالجدول 4-6 ص 79.

b. حدث هذا التفاعل في مُسَجِّر حراري يحتوي على 250 g من الماء عند درجة حرارة ابتدائية  $25^\circ C$  احسب درجة الحرارة النهائية عند ثبات الضغط (الحرارة النوعية للماء =  $4184 J/kg^\circ C$ ).



# الوحدة 7

## الإنتروبي (العشوائية) والطاقة الحرة

Entropy and Free Energy

في هذه الوحدة

C1210

الدرس 1-7: الإنتروبي (S)

## مقدّمة الوحدة

يقدم الدرس 1-7 للطلاب مفهوم الإنتروبي (العشوائية). وقد عرّف هذا الدرس الإنتروبي بطريقة وصفية بسيطة: إنه قياس عشوائية الجُسَيْمات واضطرابها في نظام معيّن. وُصفت الإنتروبي أيضًا بأنها القوة المؤثرة الموجودة في الكون، والتي تؤثر في التغيّرات التي تحدث في المواد الكيميائية والأنظمة اليومية. وتمّ تعريف القانون الثاني للديناميكا الحرارية من حيث التغيّرات التي تحدث في الإنتروبي داخل الكون وبين الأنظمة وما يحيط بها.

## الأنشطة والتّجارب

1-7 الإنتروبي (S)



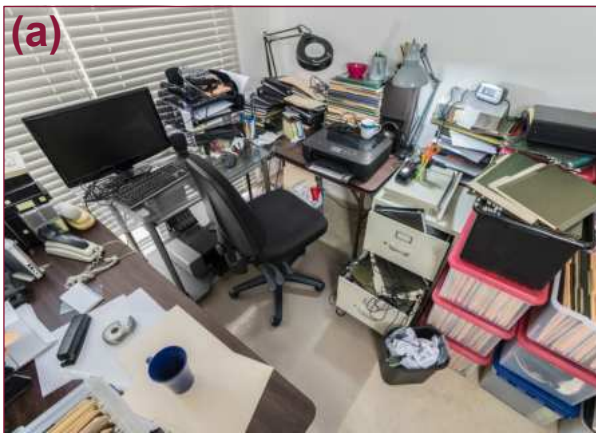
# الدرس 1-7

## الإنتروبي (S)

### Entropy (S)



**الشكل 1-7** انتشار صبغة طعام برتقالية اللون في جميع أنحاء الكأس الذي يحتوي على الماء.



**الشكل 2-7** (a) العشوائية وعدم التنظيم (b) الترتيب المنظم.

إذا أضيفت عدة نقاط من صبغة طعام برتقالية اللون إلى كأس يحتوي على الماء (الشكل a1-7) فإن هذه الصبغة سوف تنتشر في جميع أنحاء الماء الموجود في الكأس (الشكلان b1-7، c1-7) إلى أن يصبح لون الماء برتقاليًا موحدًا، وتكون جزيئات الصبغة البرتقالية موزعة بشكل عشوائي بين جزيئات الماء. في الحياة اليومية، قد تلاحظ الأشياء الموضوعة بشكل عشوائي في غرفة المكتب (الشكل a2-7) أو تلاحظ الترتيب المنظم (الشكل b2-7).

في هذا الدرس، سوف نستكشف القوة المؤثرة الموجودة في الكون، والتي تفضل العشوائية على النظام (الترتيب)، فهذه القوة المؤثرة، الإنتروبي، تؤثر في التغيرات التي تحدث في المواد الكيميائية والأنظمة اليومية.

## مخرجات التعلّم

**C1210.1** يناقش كيف وفق القانون الثاني للديناميكا الحرارية بين الميل الطبيعي في الكون نحو الحد الأدنى من الطاقة الكامنة، والحد الأقصى من الإنتروبي (العشوائية)، ويصف كيفية تطبيق هذا الميل أو الاتجاه على الأنظمة الكيميائية.

**C1210.2** يذكر ويشرح العوامل التي تؤدي إلى زيادة في الإنتروبي (العشوائية) في النظام الكيميائي.

## المفردات



Spontaneity	التلقائية
Entropy	الإنتروبي (العشوائية)
	القانون الثاني للديناميكا الحرارية
Second law of thermodynamics	

## كيف يمكن تمثيل العشوائية؟



الشكل 3-7 الترتيب 1.



الشكل 4-7 بعض الترتيبات المحتملة.

للتعرّف على مفهوم العشوائية، نفّذ التجربة الآتية:

1. ضع خمس كرات زجاجية حمراء، وخمس كرات زجاجية أخرى زرقاء في صندوق صغير مفتوح من الأعلى، أو في وعاء مسطح القاع، له حواف ويكون مفتوحًا من الأعلى.
2. رتب الكرات الزجاجية كما هو مبين في الشكل 3-7.
3. هزّ الصندوق أو الوعاء مدة 5 ثوان.
4. ألقِ نظرة في داخله، ولاحظ ترتيب الكرات الزجاجية.

5. ارسم مجموعة من الأشكال توضح ترتيب الكرات الزجاجية قبل عملية هزّ الصندوق أو الوعاء وبعدها.

6. كرّر الخطوات من 2 إلى 5 باستخدام الترتيب نفسه المبين في الشكل 3-7. قد تلاحظ ترتيبًا مماثلًا لأحد الترتيبات الظاهرة في الشكل 4-7.

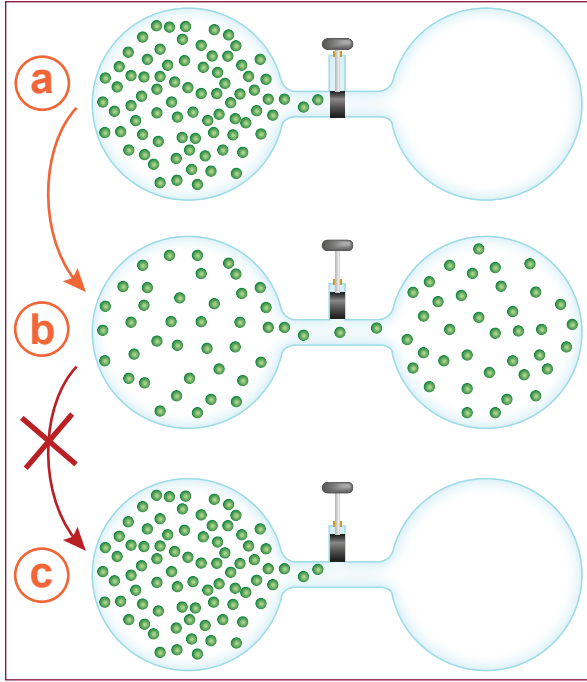
### الأسئلة:

- a. هل يمكن توقّع ترتيب محدّد أو نمط معيّن للكرات الزجاجية بعد كل محاولة؟
- b. إذا كان بإمكانك ذلك، فهل سيُطال الترتيب أو النمط جميع الكرات الزجاجية أو سيقصر ذلك على كرات محدّدة؟
- c. وضح ما يحدث في عشوائية الكرات

- d. الزجاجية من حيث ازدياد العشوائية أو نقصانها، وذلك عندما يتم هزّ الصندوق أو الوعاء.
- e. إذا نفّذت المزيد من المحاولات وقد تمّ هزّ الصندوق أو الوعاء خلالها عدة مرات، فهل تتوقّع أن تكون الكرات الزجاجية مرتّبة مثل ترتيبها الأساسي كما في الشكل 3-7 ؟
- f. إذا نفّذت محاولات إضافية باستخدام مزيد من الكرات الزجاجية في داخل الصندوق أو الوعاء، فهل ترى أن توقّع النمط سيكون أسهل إذا بنيت توقّعتك على العدد الأقل من الكرات الزجاجية؟ وما الذي يمكن أن يحدث إذا بنيت توقّعتك على جميع الكرات الزجاجية؟
- f. لماذا يُتوقّع ألا تنجح هذه التجربة مع الكرات الزجاجية التي لها اللون نفسه؟



## العمليات التلقائية والإنتروبي



**الشكل 5-7** تجربة افتراضية لجسيمات غاز لتوضيح الحركة الطبيعية "الأمامية فقط" لبعض العمليات بشكل عملي.

نلاحظ في الطبيعة أنَّ عمليات محدّدة تسير في اتجاه واحد، ولا تسير نهائيًا في الاتجاه المعاكس له. ولعلّ أفضل مثال على ذلك هو تمدّد الغاز كما هو مبين في الشكل 5-7: إذا فُتح الصّمام، فإنّ حالة النظام سوف تسير بشكل تلقائي من (a) إلى (b)، وسوف نلاحظ أنّ النظام لن يسير بشكل تلقائي نهائيًا من (b) إلى (c). لماذا تُعدّ العملية العكسية (من b إلى c) غير ممكنة؟ لا يوجد شيء في قوانين الحركة يمنع تحرّك الجزيئات بمفردها إلى اليسار أو إلى اليمين في الشكل 5-7، إلا أنّ النظام كلّهُ لا يسير بشكل تلقائي من (b) إلى (c) بسبب الاحتمالية. إنّ الفرصة بأن تعود الجزيئات جميعها بشكل عشوائي إلى الوعاء الأيسر ضعيفة جدًا، وقد تساوي صفرًا.

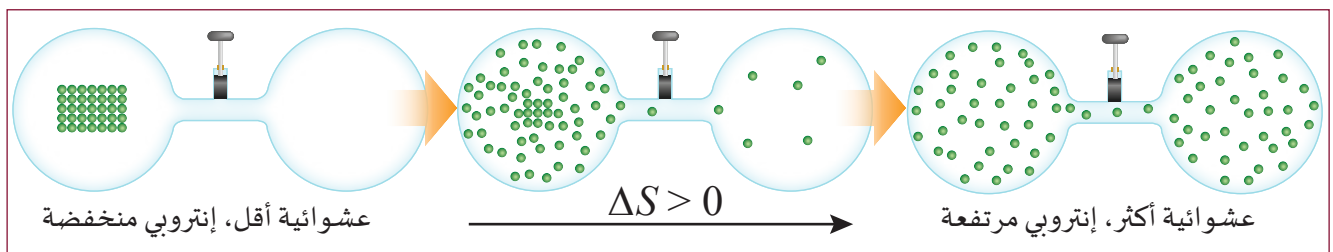
**التلقائية Spontaneity** تعني أن يحدث النظام (التفاعل) بشكل طبيعي من دون تأثير خارجي. ولوصف ميل الأنظمة للحركة نحو الأمام فقط، وليس بالاتجاه المعاكس، فإننا نحتاج إلى كميّة جديدة تُسمّى الإنتروبي. **والإنتروبي (العشوائية) Entropy** هي قياس درجة العشوائية أو الفوضى في نظام ما. في معظم الحالات تتحرك الأنظمة بشكل تلقائي فقط باتجاه ازدياد الإنتروبي (العشوائية).

**الإنتروبي قياس درجة العشوائية (عدم الانتظام) الموجودة في نظام ما.**



يتمّ تمثيل الإنتروبي بالرمز "S"، ولها وحدة قياس، عبارة عن وحدة الطاقة (J) مقسومة على وحدة درجة الحرارة (K)، أي (J/K).

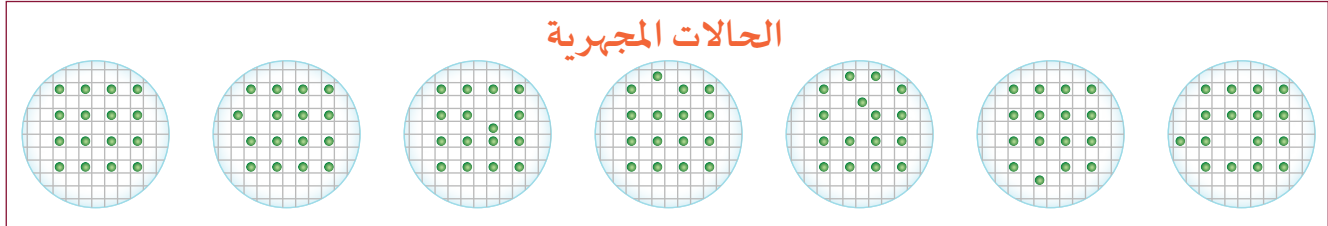
وكما المحتوى الحراري (H)، فإن الإنتروبي هي قوة مؤثّرة موجودة في الكون، حيث يُفضل النظام الانتقال من الحالة الأقلّ عشوائية (الأكثر نظامًا) إلى الحالة الأكثر عشوائية (الأقلّ نظامًا). ومثل هذا التغيّر يمكن تمثيله بإشارة موجبة للتغيّر في الإنتروبي ( $+\Delta S$ ) كما هو مبين في الشكل 6-7.



**الشكل 6-7** تتحرك الأنظمة بشكل تلقائي نحو زيادة الإنتروبي.

## الحالات المجهرية

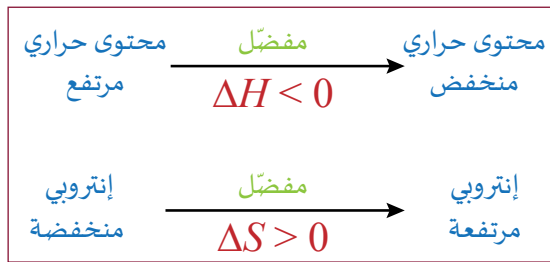
إن الكميات العينية (Macroscopic)، مثل التركيز، هي عبارة عن متوسط عدد الجسيمات المجهرية جميعها الموجودة في النظام في وحدة حجم محددة، حيث يوجد الكثير من الطرائق لترتيب مجموعة الجسيمات، فيكون لكل مجموعة التركيز نفسه. لذلك، فإن كل ترتيب مختلف للجسيمات هو حالة مجهرية Microstate. وتقيس الإنتروبي عدد الحالات المجهرية المختلفة التي لها الحالة العينية نفسها التي يمكن ملاحظتها. وعلى سبيل المثال، فإن الشكل 7-7 يبين سبع حالات مجهرية لها متوسط التركيز نفسه.



الشكل 7-7 تمتلك الحالات المجهرية متوسط التركيز نفسه، ولكن بترتيب مختلف للجسيمات المجهرية.

ولمعرفة لماذا يتجه النظام نحو قيمة إنتروبي أعلى، علينا الربط بين الحالات المجهرية المحتملة للحالة العينية نفسها. فكلما زادت احتمالية وجود حالات مجهرية أكثر لحالة عينية معينة تزداد الإنتروبي. لذلك مع زيادة عدد الجسيمات في النظام تزداد الحركة العشوائية لهذه الجسيمات مما يسبب زيادة عدد الحالات المجهرية التي تحرك النظام إلى إنتروبي مرتفعة.

في النظام الواقعي، عدد الجسيمات لمول واحد من مادة ما يساوي عدد أفوجادرو  $N_A$ ، وهذا مساوٍ تقريباً للقيمة  $6.02 \times 10^{23}$ ، مما يدل على حتمية وجود الكثير من الحالات المجهرية للمادة في حالات عينية معينة مثل درجة الحرارة والكثافة وغيرها.



الشكل 8-7 ملخص للتغيرات المفضلة التي تحدث في المحتوى الحراري والإنتروبي.

### اتجاه العمليات الكيميائية

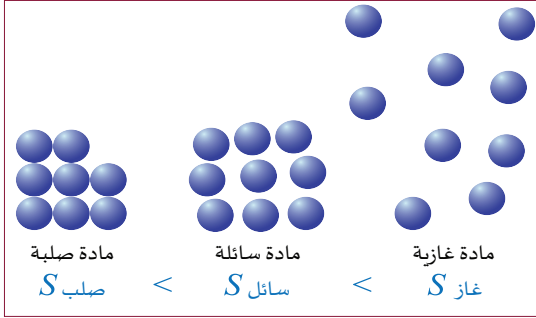
تميل الأنظمة إلى الاتجاه من الوضع الذي تكون فيه الطاقة الكامنة مرتفعة إلى الوضع الذي تكون فيه الطاقة الكامنة منخفضة. ويتم تمثيل هذا في المعادلات الكيميائية الطاردة للحرارة من خلال الإشارة السالبة للتغير في المحتوى الحراري  $(-\Delta H)$ . حيث أن التفاعلات

الكيميائية تحدث بشكل طبيعي بالاتجاه الذي يجعل  $\Delta H < 0$  ( $\Delta H$  سالبة)، لأن هذا يتيح للنظام بأن يصل إلى طاقة كلية منخفضة.

بالإضافة إلى ذلك، هناك عامل آخر يؤثر في اتجاه العملية الكيميائية، فالعملية التلقائية تسير في الاتجاه الذي يزيد الإنتروبي الكلية للكون (النظام + الوسط المحيط).

ومن المتوقع أن قيمة إنتروبي النظام قد تقل، أما الإنتروبي الكلية للنظام وما يحيط به فيجب أن تزداد. إن المحتوى الحراري والإنتروبي هما قوتان مؤثرتان متعاكستان في ما يتعلق بالتغيرات التي تحدث في الكون، ويفضل النظام أن يتجه إلى الوضع الذي يكون فيه المحتوى الحراري للنظام منخفضاً والإنتروبي مرتفعة (الشكل 8-7).

## العوامل التي تزيد الإنتروبي



الشكل 9-7 مقارنة الإنتروبي لحالات مختلفة لمادة معطاة.

**تغير الحالة الفيزيائية:** وهو أهم عامل يساعد في توقع ازدياد الإنتروبي أو نقصانها. تتميز الحالة الصلبة بأنها الحالة التي تمتلك العشوائية الأقل (الأكثر إنتظامًا) وذلك لأن لجسيماتها حركة اهتزازية ولكنها ثابتة في مكانها. وتكون الإنتروبي لديها هي الأقل. وعند انصهار المادة الصلبة تبقى الجسيمات قريبة بعضها من بعض، لكن مع مجال أكبر للحركة، عندئذ يصبح النظام أكثر عشوائية، وتصبح

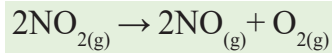
الإنتروبي أعلى. وعند تبخر السائل تتحرك الجسيمات بسرعة أكبر فيصبح النظام أكثر عشوائية وأعلى إنتروبي، فالحالة الغازية تتميز بأنها الحالة التي تمتلك العشوائية الأكثر (الأقل إنتظامًا) ويكون لديها أعلى إنتروبي (الشكل 9-7). لذلك، فإن الإنتروبي تزداد عندما يحوّل تفاعل كيميائي ما المواد المتفاعلة من حالة لها إنتروبي منخفضة إلى مواد ناتجة في حالة لها إنتروبي مرتفعة مثل تحوّل الماء السائل إلى بخار ماء.

مثال آخر، تفاعل تفكك نترات الأمونيوم الصلبة لإنتاج غاز النيتروجين وغاز الأكسجين والماء السائل بحسب المعادلة الكيميائية الآتية:



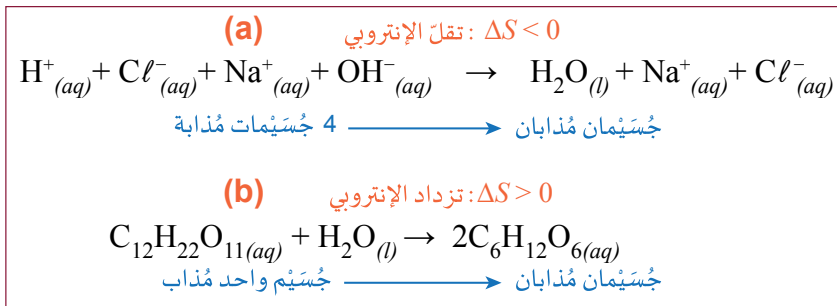
ففي هذه الحالة يؤدي إنتاج مواد غازية متعددة من مادة صلبة واحدة إلى زيادة إنتروبي النظام. **زيادة درجة الحرارة:** عند زيادة درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات فتتحرك وتتصادم بشكل أسرع مما يجعلها تتباعد فتزداد الإنتروبي.

**زيادة عدد الجسيمات:** تزداد الإنتروبي عندما يمتلك التفاعل عدد جسيمات أكثر جهة المواد الناتجة مقارنة بجهة المواد المتفاعلة. ففي التفاعل الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:



ينتج ثلاثة مولات من الغاز من تفكك مولين اثنين من الغاز وبذلك تزداد إنتروبي النظام.

وبشكل عام، يُعد تغير عدد الجسيمات في الحالة الغازية في تفاعل ما، العامل الأكثر تأثيراً في ازدياد الإنتروبي أو نقصانها.



**زيادة تركيز المواد المُذابة الكلية:** في التفاعل الذي يحدث في المحلول، يكون ازدياد عدد الجسيمات المُذابة سبباً في زيادة الإنتروبي.

عندما يحدث تفاعل ما في محلول مائي، فإن التغير الكلي في عدد جسيمات المادة المُذابة يُعدّ مقياساً جيداً لتغير الإنتروبي؛

الشكل 10-7 العلاقة بين الإنتروبي وكل من: (a) نقصان عدد جسيمات المادة المُذابة، و (b) ازدياد عدد جسيمات المادة المُذابة.

عندما يقلّ عدد جسيمات المادة المُذابة، تقلّ إنتروبي النظام (الشكل 10-7a)، أما عندما يزداد عدد جسيمات المادة المُذابة، فإنّ إنتروبي النظام تزداد (الشكل 10-7b).

**زيادة حجم الغاز:** إن العملية التي تزيد حجم الغاز (زيادة المسافة بين جزيئات الغاز) عند درجة حرارة ثابتة سوف تزيد إنتروبي الغاز.

## القانون الثاني للديناميكا الحرارية

ينص القانون الثاني للديناميكا الحرارية **Second law of thermodynamics** على أن: العمليات التلقائية تسير فقط في الاتجاه الذي تزداد فيه الإنتروبي الكلية للكون. ويمكن تمثيل القانون الثاني للديناميكا الحرارية بالمعادلة 1-7، على النحو الآتي:

1-7	القانون الثاني للديناميكا الحرارية	$\Delta S$	التغير في الإنتروبي (J/K).
$\Delta S_{\text{universe}} = (\Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surroundings}}) > 0$			

يتوقع القانون الثاني للديناميكا الحرارية أنه، حتى عندما تنخفض إنتروبي النظام ( $-\Delta S_{\text{system}}$ )، فإن الوسط المحيط به سيواجه ازديادًا كبيرًا وكافيًا في الإنتروبي ( $+\Delta S_{\text{surr}}$ ) فتزداد إنتروبي الكون كله ( $+\Delta S_{\text{universe}}$ ). القانون الثاني للديناميكا الحرارية مختلف جدًا عن قانون حفظ الطاقة (القانون الأول للديناميكا الحرارية)، فالإنتروبي غير محفوظة، والإنتروبي الكلية للكون تزداد دائمًا.

### مثال 1



إذا علمت أن قيمة التغير في الانتروبي لتفاعل تلقائي ما (نظام) يساوي:  $\Delta S_{\text{system}} = -45 \text{ J/K}$ ،  
(1) ما قيمة التغير في إنتروبي الوسط المحيط بالنظام؟

(2) هل تظهر القيمة المعطاة في هذا المثال للتغير في إنتروبي النظام ازديادًا في الإنتروبي أم انخفاضًا فيها؟

### الحل

(1) باستخدام القانون الثاني للديناميكا الحرارية:

$$\Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surr}} > 0$$

$$\Delta S_{\text{surr}} > -\Delta S_{\text{system}}$$

$$\Delta S_{\text{surr}} > -(-45 \text{ J/K})$$

$$\Delta S_{\text{surr}} > +45 \text{ J/K}$$

(2) تقلّ قيمة التغير في إنتروبي النظام لأنّ إشارته سالبة.

يمكن حساب التغير في المحتوى الحراري ( $\Delta H$ ) لنظام ما، إلا أنه من غير الممكن حساب المحتوى الحراري ( $H$ ) للنظام نفسه لعدم وجود طريقة لتحديد النقطة الصفرية للمحتوى الحراري. ومع ذلك، فإنه بالإمكان حساب كلّ من التغير في الإنتروبي ( $\Delta S$ ) والإنتروبي ( $S$ ) لمادة ما، وهذا بفضل القانون الثالث للديناميكا الحرارية. هل يمكنك أن تكتشف سبب ذلك؟



## التغيرات في الإنتروبي نتيجة التدفق الحراري (انتقال الحرارة)

يتم تمثيل التغير في الإنتروبي نتيجة التدفق الحراري بالمعادلة 2-7. وفي الكثير من العمليات الحسابية، تكون وحدة قياس الإنتروبي عبارة عن Joules/Kelvin أو (J/K). عند حل الأمثلة، يراعى أن قيم الإنتروبي المولية تسجل في جداول قياسية بوحدات قياس أخرى مثل Joules/mol.Kelvin أو (J/mol.K).

2-7	التغير في الإنتروبي	$\Delta S$	التغير في الإنتروبي (J/K)
	$\Delta S = \frac{Q}{T}$	$Q$	كمية الحرارة (J)
		$T$	درجة الحرارة المطلقة (K)

عند تطبيق القانون الثاني للديناميكا الحرارية، يجب عليك دائماً الأخذ بالحسبان النظام والوسط المحيط معاً، فالوسط المحيط بالنظام بالطبع لا يتضمن الكون كله، حيث يتضمن الوسط المحيط بالنظام كل المواد التي تكتسب الحرارة من النظام.

### مثال 2

غُمرت كمية مقدارها 100 g من محلول مخفف عند درجة حرارة مقدارها 20°C في حمام ثلجي كانت درجة حرارته 0°C. افترض أن الحمام الثلجي يمتص الحرارة كلها دون أن تتغير درجة حرارته؛ فإذا علمت أن الحرارة النوعية للماء تساوي  $c = 4184 \text{ J/kg} \cdot ^\circ\text{C}$ ، احسب التغير في إنتروبي النظام (المحلول) والوسط المحيط به (حمام الثلج)، وطبق القانون الثاني للديناميكا الحرارية.

### الحل

نعمل في البداية على تبسيط الافتراض بأن الحرارة كلها فقدت من المحلول عند درجة حرارة مقدارها 20°C، واكتسبت بواسطة حمام الثلج عند درجة حرارة مقدارها 0°C. بما أن المحلول مخفف لذلك تعتبر كتلته أكثرها ماء وبذلك تستخدم الحرارة النوعية للماء في حساب كمية الطاقة الحرارية المكتسبة من النظام.

$$Q = mc\Delta T = (0.1 \text{ kg})(4184 \text{ J/kg}^\circ\text{C})(20^\circ\text{C}) = 8368 \text{ J}$$

احسب التغير في إنتروبي النظام باستخدام المعادلة 2-7، ولاحظ أن إشارة  $\Delta S$  سالبة، لأن النظام فقد الحرارة.

$$T(\text{K}) = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$\Delta S_{\text{system}} = -\frac{Q}{T} = \frac{-8368 \text{ J}}{293 \text{ K}} = -28.6 \text{ J/K}$$

تكون إشارة التغير في إنتروبي الوسط المحيط موجبة، لأن الحرارة اكتسبت من المحيط.

$$T(\text{K}) = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$\Delta S_{\text{surr}} = \frac{Q}{T} = \frac{+8368 \text{ J}}{273 \text{ K}} = +30.7 \text{ J/K}$$

نطبق القانون الثاني للديناميكا الحرارية لنوضح أن إشارة التغير الكلي في إنتروبي الكون كله تكون موجبة. ولهذا السبب، فإن الحرارة تتدفق من الساخن إلى البارد.

$$\Delta S_{\text{universe}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surr}} = -28.6 + 30.7 = +2.1 \text{ J/K}$$



## التغيرات في الإنتروبي نتيجة تغيرات الحالة

إن التغير في حالة المادة يصاحبه دائماً تغير في الإنتروبي. ولأن تغيرات الحالة تحدث عند درجة حرارة ثابتة، فإن تغيرات الحالة هذه تكون انعكاسية، وهذا يعني أن معاملة التغير في الإنتروبي لعملية الانصهار والتجمد تكون نفسها، باستثناء عكس الإشارة.

ولحساب الإنتروبي لتغير الحالة، نستخدم الحرارة المولية لتغير الحالة، ودرجة الحرارة التي تتغير عندها حالة المادة بحسب المعادلة 3-7.

3-7	الإنتروبي لتغير الحالة	$\Delta S$	التغير في الإنتروبي (kJ/K)
$\Delta S = \frac{\Delta H_{fus}}{T_M}$	الانصهار أو التجمد	$\Delta H_{fus}$	الحرارة المولية للانصهار (kJ/mol)
$\Delta S = \frac{\Delta H_{vap}}{T_B}$	الغليان أو التكاثف	$T_M$	درجة الانصهار (K)
		$\Delta H_{vap}$	الحرارة المولية للتبخر (kJ/mol)
		$T_B$	درجة الغليان (K)

### مثال 3

استخدم القانون الثاني للديناميكا الحرارية لتوضح أن الثلج ينصهر بشكل تلقائي عند درجة حرارة مقدارها  $10^\circ\text{C}$ ، ولكنه لا ينصهر بشكل تلقائي عند درجة حرارة مقدارها  $-10^\circ\text{C}$  إذا علمت أن الحرارة المولية لانصهار الماء (الثلج) تساوي  $6.02 \text{ kJ/mol}$ .

### الحل

العملية تلقائية إذا كانت  $\Delta S_{\text{universe}} > 0$ ، نفترض أن الحرارة قد امتصت بواسطة الثلج (النظام) عند درجة الانصهار ( $0^\circ\text{C}$ )، وفُقدت من الوسط المحيط عند درجة الحرارة  $+10^\circ\text{C}$ ، أو عند  $-10^\circ\text{C}$ .

$$\Delta S_{\text{system}} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_M} = \frac{6.02 \text{ kJ/mol}}{273 \text{ K}} = +0.022 \text{ kJ/mol.K}$$

تكون إشارة تغير إنتروبي المحيط  $\Delta S$  سالبة، لأن المحيط فقد الحرارة.

عند $-10^\circ\text{C}$	عند $+10^\circ\text{C}$
$\Delta S_{\text{surr}} = \frac{-6.02 \text{ kJ/mol}}{263 \text{ K}}$	$\Delta S_{\text{surr}} = \frac{-6.02 \text{ kJ/mol}}{283 \text{ K}}$
$= -0.023 \text{ kJ/mol.K}$	$= -0.021 \text{ kJ/mol.K}$
$\Delta S_{\text{universe}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surr}}$	$\Delta S_{\text{universe}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surr}}$
$= +0.022 - 0.023$	$= +0.022 - 0.021$
$= -0.001 \text{ kJ/mol.K}$	$= +0.001 \text{ kJ/mol.K}$

عند درجة حرارة مقدارها  $-10^\circ\text{C}$  تكون  $\Delta S_{\text{universe}} < 0$ . لهذا، فإن العملية غير تلقائية، أما عند درجة حرارة مقدارها  $+10^\circ\text{C}$  فتكون  $\Delta S_{\text{universe}} > 0$ ، فتكون العملية تلقائية.

## التفاعلات التي لا تحدث في الظروف القياسية

افترض أن لديك التفاعلين الكيميائيين الآتيين. ما التغيّر المتوقع في الإنتروبي؟ وما التفسير المنطقي لحدوث هذا التغيّر؟



يحدث التفاعل (1) في الحالة الغازية، فعندما يقل عدد جسيمات الغاز، فإن إنتروبي النظام تقل في الظروف القياسية.

ومع ذلك، ومن خلال التغيّر في المحتوى الحراري، فإننا سنلاحظ أن هذا التفاعل طارد للحرارة، أما في المواقف الحقيقية العملية فنادرًا ما تكون الظروف قياسية، أي درجة حرارة غاز  $\text{H}_2$ ، وضغطه أكبر في أغلب الأحيان من الشروط القياسية بكثير، لذلك في الظروف الفعلية تزداد إنتروبي النظام. ويعتمد التغيّر الفعلي في الإنتروبي على الشروط النهائية التي يكون عليها غاز  $\text{H}_2$ .



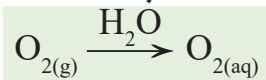
الشكل 11-7 يُستخدم تفاعل الثيرمايت لصهر الفلزات.

أما التفاعل (2) فإن المعادلة الكيميائية تبين أن جميع مكونات هذا التفاعل في الحالة الصلبة عند الظروف القياسية. ولأن عدد الجسيمات بقي كما هو، فإن التغيّر في الإنتروبي سيكون ضئيلاً، بسبب الاختلافات في التركيب البلوري ولا يمكن التنبؤ بالتغير في الإنتروبي من خلال المعادلة فقط.

وعند إجراء هذا التفاعل عملياً، نجد إن كمية الحرارة الهائلة المنطلقة من هذا التفاعل ستحوّل المواد الناتجة إلى مواد سائلة ومواد غازية، ممّا يسبّب زيادة في الإنتروبي. ويمثل التفاعل (2) تفاعل الثيرمايت، وهو تفاعل يُستخدم بشكل شائع في عملية لحام الفلزات بصهرها وتحويلها إلى مادة سائلة (الشكل 11-7).

### مثال 4

(1) توقع ثم فسر التغيّر في الإنتروبي خلال عملية ذوبان غاز الأكسجين في الماء بحسب المعادلة الآتية:



(2) هل تكون إشارة  $\Delta S$  لهذا التفاعل موجبة أم سالبة؟

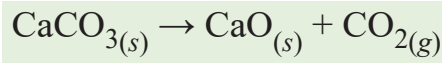
### الحل

- (1) جسيمات الغاز لديها إنتروبي أعلى لأنها تتحرّك بحرية وعشوائية أكثر ممّا هي عليه عندما تذوب هذه الجسيمات في السائل الذي يحد من حركتها، وبالتالي يقلل من حركتها العشوائية. لذلك نتوقع أن تنخفض إنتروبي هذا النظام الذي يتحوّل خلاله الأكسجين من الحالة الغازية إلى مادة ذائبة في المذيب.
- (2) يشار إلى الانخفاض في الإنتروبي من خلال إشارة  $\Delta S$  السالبة ( $-\Delta S$ ).

## مثال 5



(1) توقّع ثم فسّر التغيّر في إنتروبي التفاعل الآتي:



(2) هل تكون إشارة  $\Delta S$  لهذا التفاعل موجبة أم سالبة؟

## الحلّ

(1) لقد تكوّنت مادة غازية من مادة صلبة. لهذا، فإنّ من المتوقّع أن تزداد الإنتروبي.

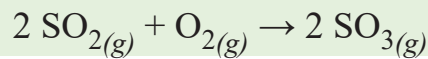
(2) يشار إلى الازدياد في الإنتروبي من خلال إشارة  $\Delta S$  الموجبة ( $+\Delta S$ ).

## مثال 6



تُستخدم عملية التلامس (contact process) في إنتاج حمض الكبريتيك صناعيًا ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

خلال هذه العملية، ينتج غاز ثالث أكسيد الكبريت بحسب التفاعل الآتي:



(1) هل تزداد الإنتروبي أثناء حدوث هذا التفاعل أم تقل؟

(2) هل تكون إشارة  $\Delta S$  لهذا التفاعل موجبة أم سالبة؟

## الحلّ

(1) التفاعل غازي بشكل كامل. لذا، فإنّ من المتوقّع أن يؤدي التغيّر في عدد جزيئات الغاز إلى تغيّر في

الإنتروبي. ولأن ثلاثة جزيئات من الغاز في المواد المتفاعلة قد أنتجت جزيئين اثنين من الغازات في

المواد الناتجة، فإننا نستنتج أن هناك تناقصًا في عدد جزيئات الغاز أثناء حدوث هذا التفاعل،

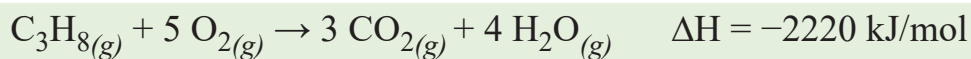
فتقلّ إنتروبي النظام.

(2) يشار إلى النقصان في إنتروبي النظام، من خلال إشارة  $\Delta S$  السالبة ( $-\Delta S$ ).

## مثال 7



يحترق غاز البروبان عند درجة حرارة مقدارها  $25^\circ\text{C}$  بحسب المعادلة الكيميائية الموزونة الآتية:



(1) هل تزداد الإنتروبي أثناء حدوث هذا التفاعل أم تقل؟

(2) حدّد اثنين من العوامل المؤثرة على الإنتروبي في هذا التفاعل؟

## الحلّ

التفاعل غازي بشكل كامل. ولأن ستة جزيئات من الغاز في المواد المتفاعلة قد أنتجت سبعة جزيئات

من الغازات في المواد الناتجة، فإننا نستنتج أن هناك زيادة في عدد جزيئات الغاز أثناء حدوث هذا

التفاعل، فتزداد إنتروبي النظام. (2) العوامل المؤثرة على الإنتروبي في هذا النظام: زيادة عدد جزيئات

النواتج عن المتفاعلات. وارتفاع درجة الحرارة للنظام (تفاعل طارد للحرارة).



## الإنتروبي (S)

1-7

سؤال الاستقصاء	كيف يمكن أن نتوقع أن تغيّرات الإنتروبي سوف تزداد أو تقل؟ وعلام تدلّ إشارة التغيّر في الإنتروبي؟
المواد المطلوبة	ورقة عمل بعنوان الإنتروبي – العمل في مجموعات ثنائية.

## الإرشادات اللازمة لتوقع ازدياد الإنتروبي أو نقصانها

- عندما تزداد العشوائية (عدم الانتظام) لنظام ما، تزداد إنتروبي هذا النظام.
- أهمّ عامل يساعد في توقع تغيّرات الإنتروبي هو التغيّر في الحالة، والذي يحدث عندما تتغيّر المواد المتفاعلة وتصبح مواد ناتجة. الحالة السائلة لمادة ما تمتلك إنتروبي أعلى مما هي عليه عندما تكون في حالتها الصلبة، والحالة الغازية لمادة ما تمتلك إنتروبي أعلى مما هي عليه عندما تكون في حالتها السائلة.
- في التفاعلات الكيميائية التي تتضمن مواد في الحالة الغازية، يكون التغير في عدد جزيئات الغاز هو العامل الأكثر تأثيراً لتوقع التغير في الإنتروبي.
- يمكن التعرف على التغيّر في الإنتروبي من خلال الإشارة التي تسبق  $\Delta S$ ، حيث إنّ الزيادة في الإنتروبي تُمثّل بالقيمة الموجبة ( $+\Delta S$ )، ويُمثّل النقصان في الإنتروبي بالقيمة السالبة ( $-\Delta S$ ).

## النشاط:

لكل من الأنظمة الآتية، توقع هل تزداد الإنتروبي أو تقلّ، محدّدًا إشارة التغيّر في الإنتروبي في كل نظام هل هي موجبة أم سالبة؟ قدّم سبباً منطقيًا لكل توقع ولكل إشارة للإنتروبي  $\Delta S$ .

1. تكاثف بخار الماء.
2. تسامي الثلج الجاف ( $\text{CO}_{2(s)}$ )
3.  $2 \text{HgO}_{(s)} \rightarrow 2 \text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
4.  $\text{AgNO}_{3(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{AgCl}_{(s)} + \text{HNO}_{3(aq)}$
5.  $4\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_{9(l)} \rightarrow 6\text{N}_{2(g)} + 12\text{CO}_{2(g)} + 10\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
6.  $8\text{SO}_{2(g)} + 16\text{H}_2\text{S}_{(g)} \rightarrow 3\text{S}_{8(g)} + 16\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
7.  $2 \text{POCl}_{3(g)} \rightarrow 2 \text{PCl}_{3(g)} + \text{O}_{2(g)}$
8.  $2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
9. ذوبان قطعة السكر في كأس الشاي.
10. الأحصنة عند بوابة البداية في سباق ما، والأحصنة بعد مضي 30 ثانية من فتح البوابة.
11. صقران يحلقان باتجاه فرع على شجرة ما، ونفس الصقران وهما واقفان على فرع الشجرة نفسه.
12. اذكر مثلاً غير كيميائي لتوضيح تغيّر الإنتروبي.

اختر الإجابة الصحيحة للأسئلة من 1 إلى 4:

1. أيُّ من الآتي هو المقياس المرتبط بكمية الإنتروبي؟ 

- a. الطاقة الحرارية
- b. الطاقة الحركية
- c. الطاقة الكامنة
- d. العشوائية (عدم الانتظام)

2. أيُّ من العلاقات الآتية تعبر بشكل صحيح عن علاقة الإنتروبي بحالات المادة؟ 

- a.  $S_{\text{غاز}} > S_{\text{سائل}} > S_{\text{صلب}}$
- b.  $S_{\text{غاز}} < S_{\text{سائل}} < S_{\text{صلب}}$
- c.  $S_{\text{غاز}} < S_{\text{سائل}} > S_{\text{صلب}}$
- d.  $S_{\text{غاز}} > S_{\text{سائل}} < S_{\text{صلب}}$

3. أيُّ من الجمل الآتية تعبر بشكل صحيح عن القانون الثاني للديناميكا الحرارية؟ 

- a. يجب أن تقل إنتروبي الكون لكل تفاعل تلقائي.
- b. يجب أن تزداد إنتروبي الكون لكل تفاعل تلقائي.
- c. يجب أن تكون إنتروبي الكون محفوظة لكل تفاعل تلقائي.
- d. يمكن أن تزداد إنتروبي الكون أو تقل لكل تفاعل تلقائي.

4. كم يكون مقدار الإنتروبي للوسط المحيط إذا كان التغير في إنتروبي النظام  $+15 \text{ J/K}$ ؟ 

- a. أقل من  $-15 \text{ J/K}$
- b. أقل من  $+15 \text{ J/K}$
- c. أكبر من  $-15 \text{ J/K}$
- d. أكبر من  $+15 \text{ J/K}$

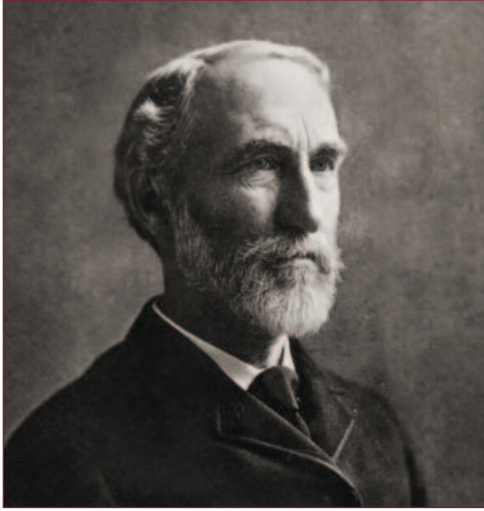
5. هل تزداد الإنتروبي أو تقل في التفاعلات الممثلة بالمعادلات الآتية؟ فسّر إجابتك. 

- a.  $\text{Co}_{(s)} + 2 \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Co}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$
- b.  $2 \text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NOCl}_{(g)}$
- c.  $\text{PbCO}_{3(s)} \rightarrow \text{PbO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- d.  $4 \text{NH}_{3(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 4 \text{NO}_{(g)} + 6 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$





## جوشيا ويلارد جيبس Josiah Willard Gibbs 1839-1903م

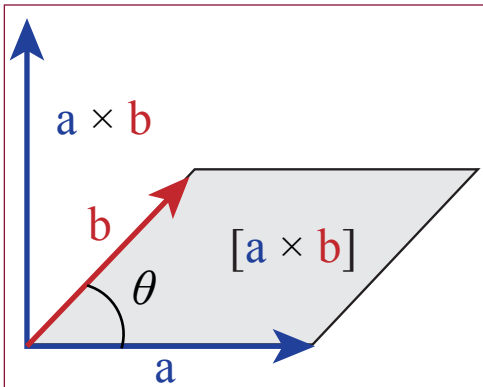


الشكل 23-7 جوشيا ويلارد جيبس.

ولد جوشيا ويلارد جيبس الابن (الشكل 23-7) في مدينة نيو هافن، في ولاية كونيتيكت، الولايات المتحدة، في العام 1839. كان أسلافه من جانب الأم ومن جانب الأب من العلماء المعروفين في الجزء الشمالي الشرقي من الولايات المتحدة. التحق جيبس في جامعة ييل في نيو هافن بولاية كونيتيكت في العام 1854 عن عمر يناهز 15 عامًا. تخرج في جامعة ييل في العام 1858 وكان من الأوائل في دفعته. في العام 1863 حصل جوشيا على أول شهادة دكتوراه في الهندسة من جامعة ييل في الولايات المتحدة. وفي العام 1871 وفي جامعة ييل، كان جيبس أول أستاذ في الفيزياء الرياضية يُعيّن في الولايات المتحدة.

كان جيبس منظرًا عبقرًا. وقد نُقل عن ألبرت أينشتاين قوله في جيبس إنه كان "أعظم عقل في التاريخ الأمريكي". في العام 1866، حصل جيبس على براءة اختراع لتصميم نظام فرملة لعربات السكك الحديدية. وخلال سبعينيات القرن التاسع عشر 1870's، قاده عمله في الديناميكا الحرارية النظرية إلى اشتقاق معادلة طاقة عُرفت باسمه. وقد اخترع بالتعاون مع جيمس كليرك ماكسويل ولودفيج بولتزمان مجال الميكانيكا الإحصائية، وهو مصطلح صاغه جيبس بنفسه.

اخترع جيبس أيضًا حساب متجهات التفاضل والتكامل الحديث (الشكل 24.7) ما سهل إلى حد كبير نهج حل المسائل التي تنطوي على قياسات لها قيمة واتجاه. ومن المعلوم أن هذه الطريقة لا تزال تستخدم حتى يومنا هذا. قضى جيبس معظم حياته في مدينة نيو هافن وحولها. وقد وُصف بأنه رجل متواضع ولطيف لم يسع قط إلى الشهرة.



الشكل 24-7 مثال على متجهات حساب التفاضل والتكامل.

كان جيبس فارسًا ماهرًا، وقد شوهد كثيرًا وهو يقود العربة حول نيو هافن. توفي جيبس في العام 1903 في نيو هافن ودفن هناك. وكان الفيزيائي البريطاني ج. ج. تومسون ممّن حضر جنازته.

# الوحدة 7

## مراجعة الوحدة

### الدرس 7-1: الإنتروبي (العشوائية) والطاقة الحرة (S)

- تعني **التلقائية Spontaneity** أن يحدث النظام بشكل طبيعي ومن دون تدخل خارجي.
- تُعرّف **الإنتروبي (العشوائية) Entropy** بأنها قياس للعشوائية (عدم الإنتظام) الموجودة في نظام ما ووحدة قياسها J/mol.K.
- تقيس الإنتروبي عدد الحالات المجهرية المختلفة التي تنتج في الحالة العينية نفسها.
- من المفضل بالنسبة للنظام أن يتغير، بحيث تزداد الإنتروبي الكلية للكون.
- ينص **القانون الثاني للديناميكا الحرارية Second law of thermodynamics** على أن الإنتروبي الكلية للكون يجب أن تزداد للتفاعل التلقائي.
- تختلف الإنتروبي وفقًا لحالات المادة، وتكون على النحو الآتي:  

$$S_{\text{غاز}} < S_{\text{سائل}} < S_{\text{صلب}}$$
- إن التغير الذي يحدث في الحالة أثناء حدوث التفاعل الكيميائي هو العامل الأكثر تأثيرًا في تحديد ازدياد الإنتروبي أو نقصانها.

### ملخص القوانين الواردة في هذه الوحدة

$\Delta S_{\text{universe}} = (\Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surr}}) > 0$	القانون الثاني للديناميكا الحرارية
$\Delta S = \frac{Q}{T}$	التغير في الإنتروبي
$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{fus}}}{T_M}$ الانصهار أو التجمد	الإنتروبي لتغير الحالة (الانصهار أو التجمد)
$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{T_B}$ الغليان أو التكاثف	الإنتروبي لتغير الحالة ( الغليان أو التكاثف )

### أسئلة اختيار من متعدد

1. أيُّ ممَّا يأتي هو قياس العشوائية (الفوضى) في النظام؟
  - a. الإنتروبي
  - b. المحتوى الحراري
  - c. درجة الحرارة
  - d. الطاقة الكامنة
2. أيُّ من حالات المادة الآتية ترتبط بأدنى مستوى من الإنتروبي؟
  - a. الغازية
  - b. الصلبة
  - c. السائلة
  - d. البلازما
3. أيُّ ممَّا يأتي يجب أن يكون صحيحًا إذا كان التفاعل الكيميائي يحدث تلقائيًا؟
  - a. تزداد إنتروبي الكون.
  - b. تتناقص إنتروبي الكون.
  - c. تُحفظ إنتروبي الكون.
  - d. قد تزيد الإنتروبي أو تقل.
4. أيُّ من التفاعلات الآتية يُتوقع أن تنخفض فيه الإنتروبي؟
  - a.  $\text{Ti}_{(s)} + 2 \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{TiCl}_{4(l)}$
  - b.  $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
  - c.  $2 \text{NH}_{3(g)} \rightarrow 3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$
  - d.  $2\text{Cl}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow 4 \text{HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$

### الدرس 1-7: الإنتروبي (S)

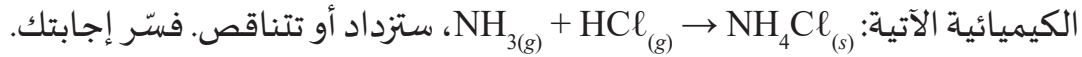
5. عرّف مصطلح الإنتروبي.
6. ما وحدة الإنتروبي المحتملة؟
7. أيّة حالة من حالات المادة يكون لها إنتروبي أكبر من الحالات الأخرى؟ اشرح إجابتك من حيث ترتيب الجسيمات.
8. وفقًا لقانون الديناميكا الحرارية الثاني، وعندما يحدث تفاعل تلقائي، هل تزداد إنتروبي الكون أم تنقص؟
9. إذا انخفضت قيمة الإنتروبي لتفاعل تلقائي بمقدار 185 J/K. فما التغيّر الذي يجب أن يحدث في إنتروبي المحيط؟

10. ما قيمة التغير في الإنتروبي محددًا الإشارة والوحدة، لتفاعل تتغير فيه الإنتروبي من:

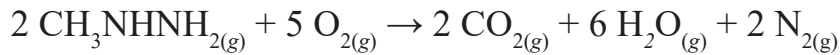
(a) 530 J/K إلى 800 J/K؟

(b) 720 J/K إلى 552 J/K؟

11. توقع ما إذا كانت إنتروبي التفاعل بين غاز الأمونيا وغاز كلوريد الهيدروجين، والممثل بالمعادلة



12. توقع ما إذا كانت إنتروبي التفاعل الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:



ستزداد أو تتناقص. أعط تفسيرًا منطقيًا لإجابتك.

13. ما الإشارة المتوقعة لإنتروبي تفاعل يتم فيه تحويل 2moles من جزيئات غاز على أنه

متفاعل إلى 3moles من جزيئات غاز آخر على أنه مادة ناتجة؟

14. عندما يصبح النظام أكثر عشوائية (غير منظم) فما الذي سيحدث للإنتروبي؟



# الوحدة 8

## تقنيات التحليل الحديثة Modern Analytical Techniques

في هذه الوحدة

C1211

الدرس 1-8: مطياف الكتلة



## مقدمة الوحدة

تعرض هذه الوحدة أهم تقنيات التحليل الحديثة في عمليات تحليل المركّبات وتحديد تركيبها ليدرك الطالب ويقدر أهمية هذه التقنيات في العلوم. يناقش الدرس 1-8 تقنيات التحليل لمطياف الكتلة، موضّحًا للطلاب طريقة تحديد الصيغة الكيميائية لمادة ما باستخدام معلومات يتمّ الحصول عليها من الطيف الكتلي لها، ومن العناصر المكوّنة لهذه المادة والمحدّدة مسبقًا، سيتعرف الطلاب خلال هذا الدرس إلى كيفية عمل مقياس مطياف الكتلة، وكيفية تفسير الطيف الكتلي.

## الأنشطة والتّجارب

1-8 تفسير الطيف الكتلي

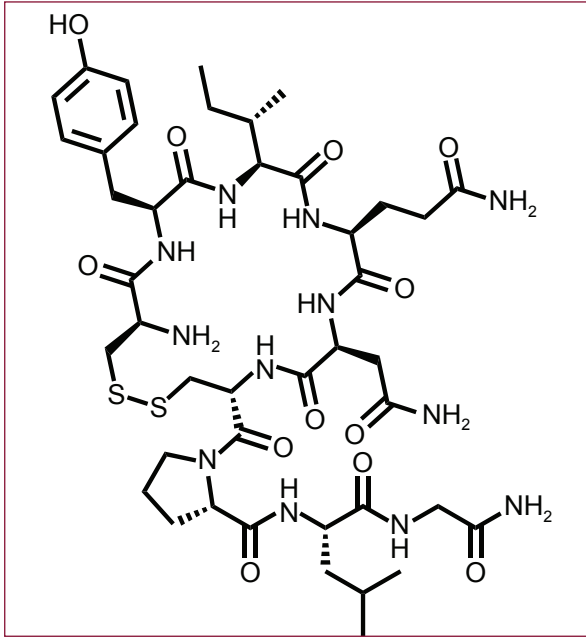
# الدرس 1-8

## مطياف الكتلة

### Mass Spectrometry



الشكل 1-8 أحد العلماء وهو يتفحص عينة قبل تحليلها.



الشكل 2-8 التركيب البنائي لهرمون الأوكسيتوسين.

تستخدم المختبرات التحليلية أنواعًا عديدة من تقنيات التحليل التي تُمكن العلماء (الشكل 1-8) من تحديد كلٍّ من الصيغ الكيميائية والتراكيب البنائية لجزيئات المواد. في بعض الأحيان، تكون جزيئات هذه المواد صغيرة للغاية، كما هو الحال في مركّب البنزين  $C_6H_6$ ؛ إلا أن هذه الجزيئات تكون في الغالب أكثر تعقيدًا، مثل هرمون الأوكسيتوسين  $C_{43}H_{66}N_{12}O_{12}S_2$  (الشكل 2-8). ويمكن تحديد التراكيب البنائية لجزيئات بعض البروتينات التي تحتوي على المئات أو الآلاف من الذرات باستخدام مزيج من التقنيات التحليلية.

في هذا الدرس، سيتم التعرف على إحدى هذه التقنيات التحليلية وهي مطياف الكتلة. هذه التقنية تُستخدم لتحديد كتلة الجزيئات، وكتل الأجزاء المكوّنة لهذه الجزيئات. وباستخدام هذه المعلومات، يمكن تحديد الصيغة الكيميائية والتراكيب البنائية لهذه الجزيئات.

#### المفردات



Isotopes	النظائر
Mass spectrometry	مطياف الكتلة
Analyte	المادة المُحلّلة
Mass spectrometer	مقياس مطياف الكتلة

#### مخرجات التعلّم

**C1211.1** مطياف الكتلة – يستخدم الكتل الذرية الدقيقة، والكتلة الجزيئية الدقيقة؛ لتحديد الصيغة الجزيئية للمركب.

## آلة حاسبة للكتل الجزيئية



في هذا الدرس، سيتم استخدام طريقة المحاولة والخطأ لاستنتاج الصيغة الكيميائية لمادة ما من عناصرها المكوّنة لها، وكتلتها الجزيئية اعتماداً على ما تم تحديده من الطيف الكتلي والقيم الدقيقة للكتل الذرية. وسيقدّم لك هذا النشاط أداة لإنجاز هذه المهمة بسرعة أكبر.

## الهدف من النشاط

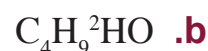
	A	B	C	D	E	F	G
1	الذرة		الكتلة (a.m.u)		عدد الذرات		الكتلة الكلية (a.m.u)
2							
3	H-1	→	1.0078	X	0	=	0.0000
4	C-12	→	12.0000	X	0	=	0.0000
5	O-16	→	15.9949	X	0	=	0.0000
6	N-14	→	14.0031	X	0	=	0.0000
7	الكتلة الجزيئية:						0.0000

تصميم جدول بيانات يُمكن المستخدم من إدخال أعداد مختلفة من الذرات التي لها **نظائر Isotopes** مختلفة، وحساب الكتلة الجزيئية لمركّب بشكل تلقائي، ويبيّن (الشكل 3-8) مثلاً على ما قد يبدو عليه جدول البيانات عندما يكتمل.

الشكل 3-8 مثال على عرض لجدول بيانات.

## الإجراءات (اعمل في مجموعات ثنائية)

1. ابدأ بإعداد جدول بيانات مشابه للجدول المبين في (الشكل 3-8)، بحيث يحتوي على الذرات الأربع الأكثر شيوعاً في الجزيئات العضوية، وعلى كتلتها الذرية الدقيقة ( $\pm 0.0001$  amu) الموجودة في الصفحة التالية في (الجدول 1-8).
2. استخدم بعض خصائص الجدول، مثل الخط الغامق، ومحاذاة الخلية، وتعبئة الخلية، وحدود الخلية، لإعطاء الجدول مظهراً أكثر احترافية.
3. تحتوي الخلايا G3 إلى G6 صيغاً رياضية ينتج عنها حاصل ضرب القيم الموجودة في الصفوف المقابلة الموجودة في العمودين C و E، حيث تم تنسيق هذه الخلايا لعرض القيم إلى رابع منزلة عشرية.
4. تحتوي الخلية G7 على صيغة رياضية ينتج عنها مجموع الكتل الكلية التي فوقها، وقد تم تنسيقها لعرض القيم إلى رابع منزلة عشرية.
5. اختبر جدول البيانات عن طريق إدخال أعداد مختلفة من الذرات في العمود E، وقارن الكتلة الجزيئية الناتجة مع الكتلة الجزيئية لنفس الذرات التي تم حسابها بشكل يدوي.
6. توسّع في جدول البيانات بإضافة النظائر الآتية على الأقل:  $^2\text{H}$ ،  $^{13}\text{C}$ ،  $^{17}\text{O}$ ،  $^{18}\text{O}$ ،  $^{15}\text{N}$ ،  $^{81}\text{Br}$ ،  $^{79}\text{Br}$ .
7. باستخدام جدول البيانات، احسب كتلة الجزيئات الآتية، وافترض بأن الذرات التي ليس لها كتلة ذرية مكتوبة في الصيغة هي من النظائر الأكثر وفرة.



فسركيف يمكن أن يمتلك جزيء كلوروفورم واحد (ثلاثي كلوروميثان)  $\text{CHCl}_3$ ، كتلة

مقدارها 117.9145 amu، في الوقت الذي يمتلك فيه جزيء كلوروفورم آخر كتلة مقدارها

123.9055 amu.



## جدول يحتوي على قيم كتل ذرية دقيقة لنظائر بعض العناصر

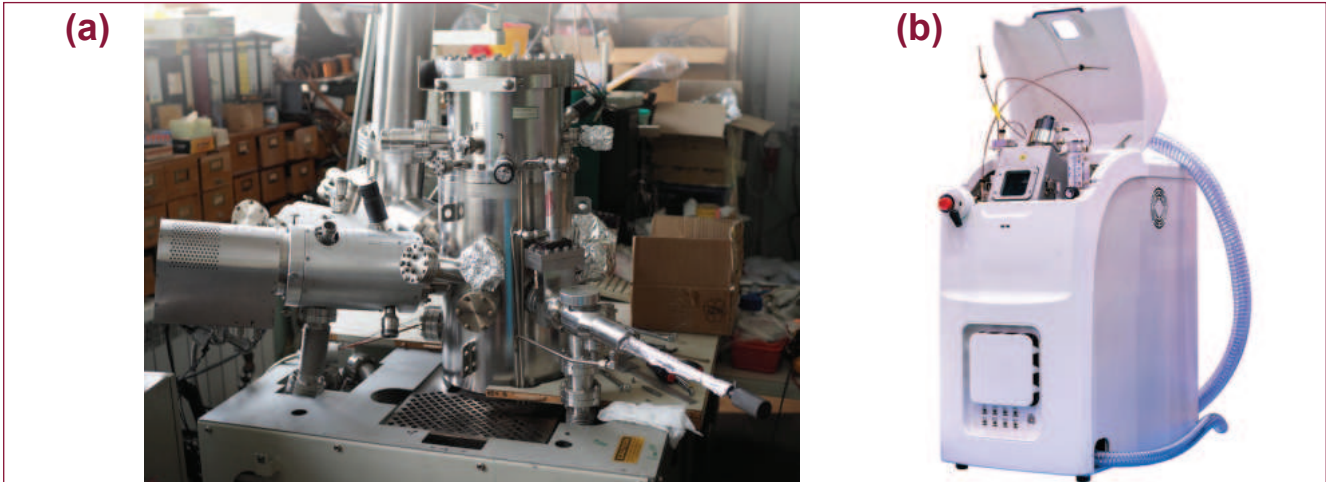
الجدول 1-8 قيم كتل ذرية دقيقة لنظائر بعض العناصر.

الاسم	الكتلة (amu)	الوفرة النسبية (%)
نيون-20	19.9924	90.57
نيون-21	20.9939	0.26
نيون-22	21.9914	9.17
نيتروجين-14	14.0031	99.63
نيتروجين-15	15.0001	0.37
أكسجين-16	15.9949	99.762
أكسجين-17	16.9991	40.038
أكسجين-18	17.9992	0.200
فسفور-31	30.9738	100.00
كبريت-32	31.9721	95.02
كبريت-33	32.9715	0.75
كبريت-34	33.9679	4.21
كبريت-36	35.9671	0.02
زينون-124	123.9059	0.10
زينون-126	125.9043	0.09
زينون-128	127.9035	1.91
زينون-129	128.9048	26.40
زينون-130	129.9035	4.10
زينون-131	130.9051	21.20
زينون-132	131.9041	26.90
زينون-134	133.9054	10.40
زينون-136	135.9072	8.90

الاسم	الكتلة (amu)	الوفرة النسبية (%)
أرجون-36	35.9676	0.337
أرجون-38	37.9627	0.063
أرجون-40	39.9624	99.60
بورون-10	10.0129	19.8
بورون-11	11.0093	80.2
بروم-79	78.9183	50.69
بروم-80	80.9163	49.31
كربون-12	12.0000	98.9
كربون-13	13.0034	1.1
كلور-35	34.9689	75.77
كلور-37	36.9659	24.23
فلور-19	18.9984	100.00
هيليوم-3	3.0160	0.0001
هيليوم-4	4.0026	99.9999
هيدروجين-1	1.0078	99.985
هيدروجين-2	2.0141	0.015
يود-127	126.9045	100.00
كريبتون-78	77.9204	0.35
كريبتون-80	79.9164	2.25
كريبتون-82	81.9135	11.60
كريبتون-83	82.9141	11.50
كريبتون-84	83.9115	57.00
كريبتون-86	85.9106	17.30

## مطياف الكتلة تقنية تحليل حديثة

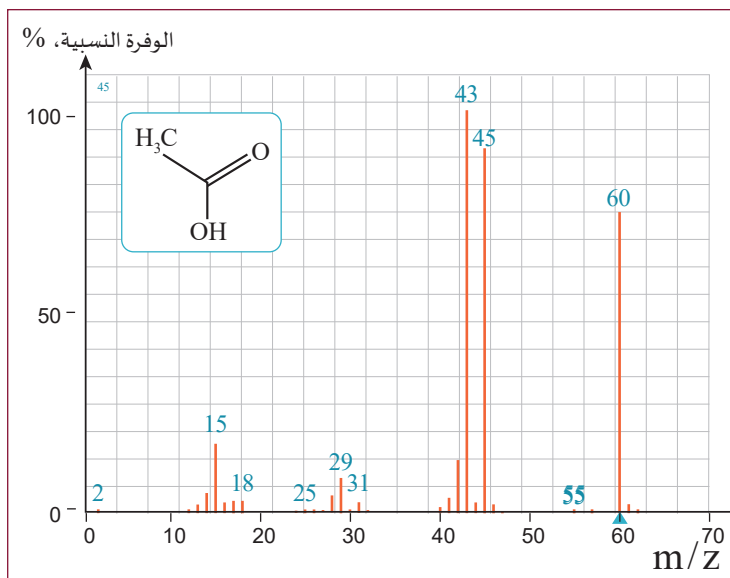
**مطياف الكتلة Mass spectrometry** هي تقنية تحليل حديثة يمكن من خلالها تحديد كتلة الأيونات الناتجة عن **المادة المُحلَّلة Analyte** (مادة تم تحليلها)، وتُستخدم هذه التقنية لتحديد الكتلة الجزيئية أو التركيب البنائي للمادة المُحلَّلة. ويُستخدم جهاز يُسمى **مقياس مطياف الكتلة Mass spectrometer** (الشكل 4-8) في هذا النوع من عمليات التحليل.



الشكل 4-8 (a) و (b) نوعان مختلفان من أجهزة مقياس مطياف الكتلة.

يبيّن الطيف الكتلي الوفرة النسبية لكل نوع من أنواع الأيونات مقابل نسبة الكتلة إلى الشحنة ( $m/z$ ) لهذا الأيون، ويبيّن (الشكل 5-8) طيفًا كتليًا نموذجيًا لمادة تم تحليلها.

هناك أنواع كثيرة مختلفة من أجهزة مقياس مطياف الكتلة للمواد المُحلَّلة التي لها خصائص محدّدة ومميزة، فقد يقترن أحد مقاييس مطياف الكتلة بجهاز تحليلي آخر، مثل الفصل اللوني الغازي الذي ستم مناقشته في (الدرس 3-8)، فنحصل بذلك على معلومات إضافية عن هذه المادة المُحلَّلة.

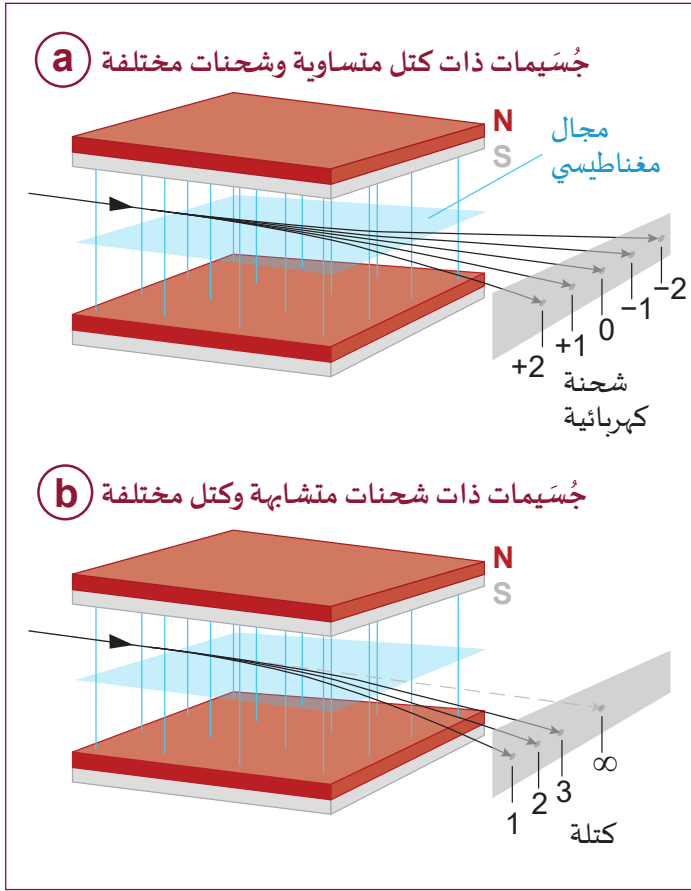


الشكل 5-8 الطيف الكتلي لحمض الأسيتيك (حمض الإيثانويك).

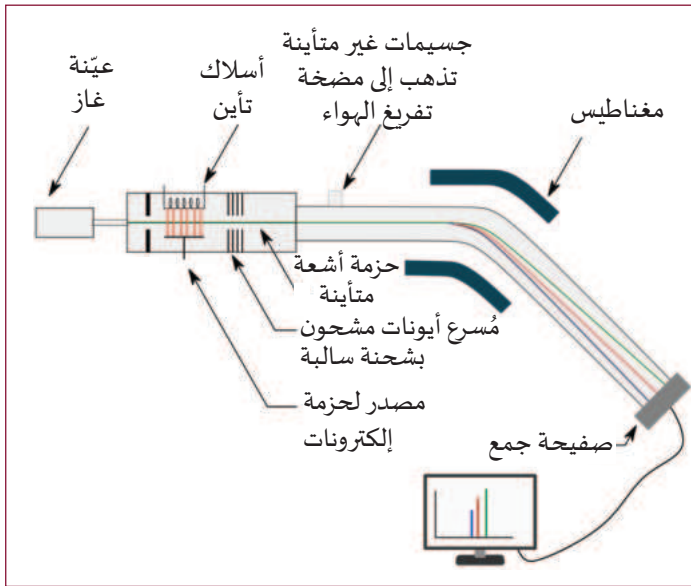
تُعطي الوفرة النسبية غالبًا في هيئة نسبة مئوية (%)، أمّا وحدة قياس  $m/z$  فغالبًا تُهمل ولكنها تُفسر على أنها وحدة كتل ذرية (amu). إنّ المادة المُحلَّلة تتحلّط إلى أجزاء أثناء إجراء التحليل الطيفي الكتلي لها، حيث تمثّل كلّ قمة موجودة على الطيف الكتلي جزءًا مختلفًا من هذه المادة، أمّا الجزء الذي تكوّن بالوفرة الأكثر، فيتمّ تعيين وفرته النسبية بأنها تساوي 100%، وتُسمى قمته هذه "القمة الأساسية"، حيث تُعطى قيم الوفرة للأجزاء الأخرى نسبة إلى هذه القمة.



## كيف يعمل مقياس مطياف الكتلة؟



**الشكل 6-8** انحراف (a) جسيمات ذات كتل متساوية وشحنات مختلفة، و (b) جسيمات ذات شحنات (+) متشابهة، وكتل مختلفة.



**الشكل 7-8** رسم تخطيطي لمقياس مطياف الكتلة.

يستند مطياف الكتلة إلى المبدأ الذي ينصّ على أن الجسيمات المشحونة المتحركة تنحرف عن مسارها بتأثير من المجال المغناطيسي.

- الجسيمات التي لها شحنة أكبر تنحرف بشكل أكبر لأن القوة المغناطيسية تكون أكبر (الشكل 6-8a).

- الجسيمات التي لها كتلة أكبر تنحرف بشكل أقل لأن هذه الكتلة الكبيرة ستتحرك ببطء (الشكل 6-8b).

ولذلك فإنّ مقدار الانحراف للجسيم المشحون في مجال مغناطيسي يتناسب طرديًا مع شحنة الجسيم وعكسيًا مع كتلته:

$$\alpha \frac{\text{الشحنة}}{\text{الكتلة}}$$

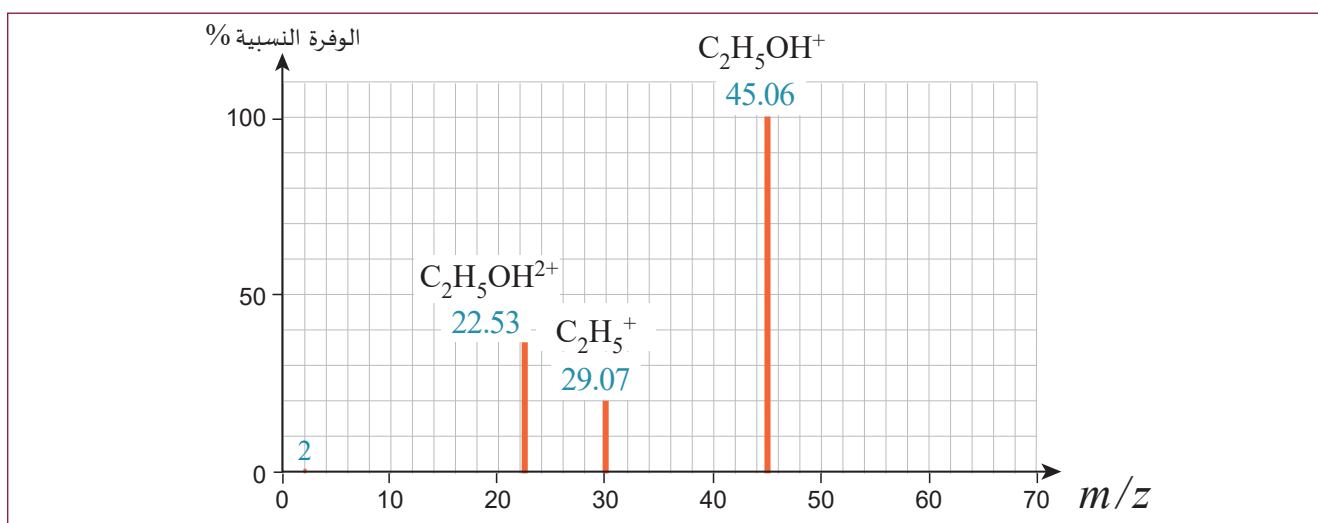
يبين (الشكل 7-8) رسمًا تخطيطيًا لمطياف كتلة عملي، تكون المادة المُحلّلة في البداية في هيئة غاز ثم تتأين. يحدث هذا التأين بمرور الغاز عبر أسلاك ساخنة. وبمجرد أن تمتلك الجزيئات شحنة، فإنها تتسارع في هيئة حزمة أشعة باستخدام صفيحة ذات شحنة سالبة تحتوي على ثقب في مركزها يسمح لحزمة الأشعة بالمرور عبره، ثم يتم جمع هذه الأيونات بعد مرورها عبر مغناطيس الانحراف.

يتم حفظ الجزء الداخلي لمقياس مطياف الكتلة كلّ داخل مكان مفرّغ من الهواء لتجنّب حدوث تصادمات بين الأيونات المتسارعة وأي جزيئات غاز أخرى، كما تعمل مضخة تفريغ الهواء على إزالة الجسيمات التي لم تتأين.

## عملية التأين تنتج أيونات عديدة

يجب أن تتأين المادة المُحلَّلة، لأن الجُسَيمات المتعادلة لا تنحرف بتأثير المجال المغناطيسي، لذا، فإن هناك طرائق مختلفة تُستخدم لعملية التأين، مثل حزمة الإلكترونات، أو الأسلاك الساخنة، أو حزمة أشعة الليزر. وتكون الحالة المثالية بأن يفقد كل جزيء إلكترونًا واحدًا أثناء عملية التأين لتكوين أيون جزيئي (يرمز إليه بالرمز  $M^+$ ). على سبيل المثال: عند تحليل مركب الإيثانول  $C_2H_5OH$ ، سوف يتأين ليصبح في هيئة أيون  $C_2H_5OH^+$ ، أما الأيونات التي تحمل شحنة سالبة فلن يتم قياسها في العادة إلا إذا تم عكس قطبية مجال التسارع والمجال المغناطيسي.

تُعرض البيانات المقاسة في مطياف الكتلة على هيئة نسبة، تكون فيها الكتلة مقسومة على الشحنة ( $m/z$ )، هذه النسبة تتناسب عكسيًا مع مقدار الانحراف، ويتم تمثيلها على المحور الأفقي (السيني)، ويمثل المحور العمودي (الصادي) الوفرة النسبية للجُسَيمات التي تمّ رصدها. وبشكل عام، يتم تعيين أعلى قمة بأنها تحمل القيمة 100 لضبط المقياس ومعايرته؛ تمثل القمة التي لها أكبر كتلة على الطيف الكتلي، الكتلة الجزيئية للمادة المُحلَّلة. على سبيل المثال: يمتلك  $C_2H_5OH$  كتلة مقدارها 45.06 g/mol، لذا، فإنّ  $C_2H_5OH^+$  يمتلك قيمة  $m/z = 45.06$ .



الشكل 8-8 تفسير بيانات مقياس مطياف الكتلة (الطيف الكتلي للإيثانول).

تكون عملية تفسير بيانات مقياس مطياف الكتلة معقدة بسبب عاملين، هما:

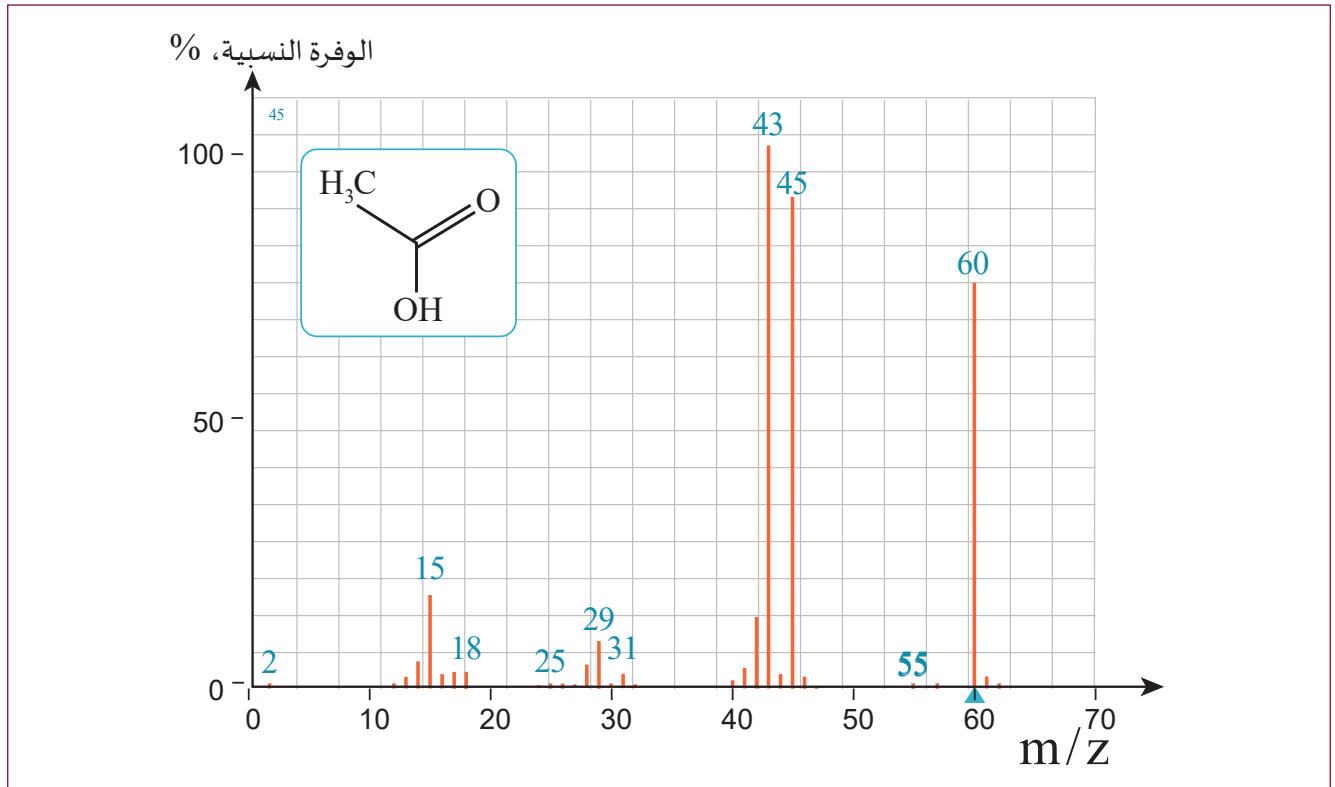
**1.** تكون الأيونات الجزيئية غير مستقرة، وسوف تتحطم في أكثر الأحيان إلى أجزاء أصغر منها. على سبيل المثال: يمكن أن يتحطم  $C_2H_5OH$  إلى جزئين هما:  $C_2H_5^+$  و  $OH^-$ . لذا، سيكون هنالك أيون آخر ذو شحنة موجبة له قيمة  $m/z$  مختلفة، تساوي 29.07 كما هو مبين في (الشكل 8-8). لاحظ أن أيونات  $OH^-$  لا تظهر في الطيف الكتلي، لأن الأيونات التي تحمل شحنة سالبة لا يتم تسريعها.

**2.** تمتلك معظم الأجزاء المتحطمة شحنة موجبة مقدارها (+1). لذا، تكون قيمة  $m/z$  تساوي كتلة الجزء المتحطم. وقد يفقد هذا الجزء المتحطم إلكترونين اثنين، ويكتسب شحنة موجبة مقدارها (+2). وعندها ستكون كتلة الجزء المتحطم الثاني تساوي نصف قيمة  $m/z$ ، وهذا موضح في القمة التي تقع عند القيمة  $m/z = 22.53$  (الشكل 8-8).

## تحليل الطيف الكتلي

لنحلل بعض القمم الموجودة في الطيف الكتلي لحمض الإيثانويك (حمض الأسيتيك)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  المبين في (الشكل 9-8).

- القمة التي لها أعلى قيمة  $m/z$  تمثل في الغالب كتلة المادة المُحلَّلة (العينة)، في هذا المثال، تمثل القمة التي لها القيمة  $m/z = 60$  الأيون الجزيئي  $\text{CH}_3\text{COOH}^+ (M^+)$ ، أما القمة التي تقع عند القيمة  $m/z = 61$  فتأتي من الأيونات الجزيئية التي تحتوي على ذرة  $^{13}\text{C}$  ( $^{13}\text{CH}_3\text{COOH}^+$  أو  $\text{CH}_3^{13}\text{COOH}^+$ ) أي إنَّ إحدى ذرات الكربون في الجزيء هي النظير  $^{13}\text{C}$ .
- القمة الأساسية التي توجد عند القيمة  $m/z = 43$  تمثل الجزء المحطم (الأيون)  $\text{CH}_3\text{CO}^+$ ، أما الزوج المقابل لهذا الجزء المحطم فهو  $\text{OH}^-$ ، والأيونات التي تحمل شحنة سالبة لا يمكن الكشف عنها إلا بعكس الأقطاب والمجال المغناطيسي لمطياف الكتلة كما سبق الشرح.
- وباستخدام المحاولة والخطأ لمعرفة التركيب البنائي لجزيء حمض الأسيتيك فإن الجزء المحطم الذي يحمل الصيغة  $\text{COOH}^+$  يتوافق مع قيمة  $m/z = 45$ ، وسيملك الجزء المحطم  $^{13}\text{CH}_3^{13}\text{CO}^+$  القيمة  $m/z = 45$  أيضًا. ومع ذلك، فإن الوفرة النسبية في الطبيعة لعنصر  $^{13}\text{C}$  تساوي 1.10% فقط. لهذا، فإذا كان هذا الجزء المحطم موجودًا، فإن وفرته النسبية ستكون منخفضة للغاية.
- الجزء المحطم  $\text{CH}_3^+$  هو المسؤول عن القمة التي تقع عند القيمة  $m/z = 15$ .
- القمة التي تقع عند القيمة  $m/z = 29$  تكون مصاحبة لأيون الفورميل  $\text{HCO}^+$ ، وهو يمتلك تركيبًا بنائيًا غير موجود في جزيء حمض الأسيتيك. لهذا، فهو عبارة عن ناتج إعادة ترتيب الذرات أثناء عملية التحطيم، إذ أنَّ إعادة الترتيب التي تحدث أثناء عملية التحطيم هي عملية متوقعة الحدوث.



الشكل 9-8 الطيف الكتلي لحمض الأسيتيك (حمض الإيثانويك).

## أمثلة على تحديد الصيغة الجزيئية

يمكن أن تُنتج أجهزة طيف الكتلة ذات الدقة العالية طيفاً له كتل دقيقة للغاية ( $\pm 0.0001$  amu)، ويمكن أيضاً تحديد الصيغ الجزيئية للمادة المُحلَّلة من هذه الأطياف إذا عُرفت العناصر المكوّنة للمادة المُحلَّلة.

### مثال 1

لوحظ أن قمة الأيون الجزيئي لمادة ما الناتجة عن جهاز طيف كتلي ذي دقة عالية، موجودة عند القيمة  $31.0421$  amu، وكان معلوماً أن هذه المادة تحتوي على النظائر الآتية فقط:  $^1\text{H}$  و  $^{12}\text{C}$  و  $^{14}\text{N}$ . حدد الصيغة الكيميائية لهذه المادة.

### الحلّ

الجدول الذي يحتوي على قيم الكتل الذرية الدقيقة (قيم ذات أربع منازل عشرية على الأقل) ضروري لحل هذا النوع من الأمثلة: يزودنا (الجدول 8-1) صفحة 192 بهذه البيانات. إنَّ استخدام جدول البيانات (المُعد سابقاً في النشاط صفحة 191) يجعل عملية الحل أكثر سهولة. بتغيير عدد الذرات، سوف يحسب جدول البيانات الكتلة الجزيئية الجديدة بشكل تلقائي، وسيتم تحديد الصيغة الكيميائية باستخدام طريقة المحاولة والخطأ كما هو موضح بطريقة الحل الآتية:

- يجب جمع الكتل الذرية الدقيقة للنظائر المكوّنة للمادة للحصول على الكتلة الجزيئية لهذه المادة.
- تحتوي المادة على ذرة واحدة على الأقل من النظائر المكوّنة لها، وعملية جمع كتل هذه الذرات الثلاث سينتج عنها كتلة مقدارها  $27.0109$  amu:

$^1\text{H}$	=	1.0078 amu	x	1	=	1.0078 amu
$^{12}\text{C}$	=	12.000 amu	x	1	=	12.000 amu
$^{14}\text{N}$	=	14.0031 amu	x	1	=	14.0031 amu
الكتلة الجزيئية					=	27.0109 amu

- إنَّ عملية جمع ذرة إضافية واحدة من كلٍّ من  $^{12}\text{C}$  أو  $^{14}\text{N}$  ينتج عنها كتلة جزيئية تتجاوز القيمة المحددة التي تساوي  $31.0421$  amu. لذا، فإن الصيغة الجزيئية يجب أن تحتوي المزيد من ذرات  $^1\text{H}$ ، وباستخدام طريقة المحاولة والخطأ سنجد أننا بحاجة إلى خمس ذرات من  $^1\text{H}$  في الصيغة الجزيئية للحصول على كتلة مقدارها  $31.0421$  amu:

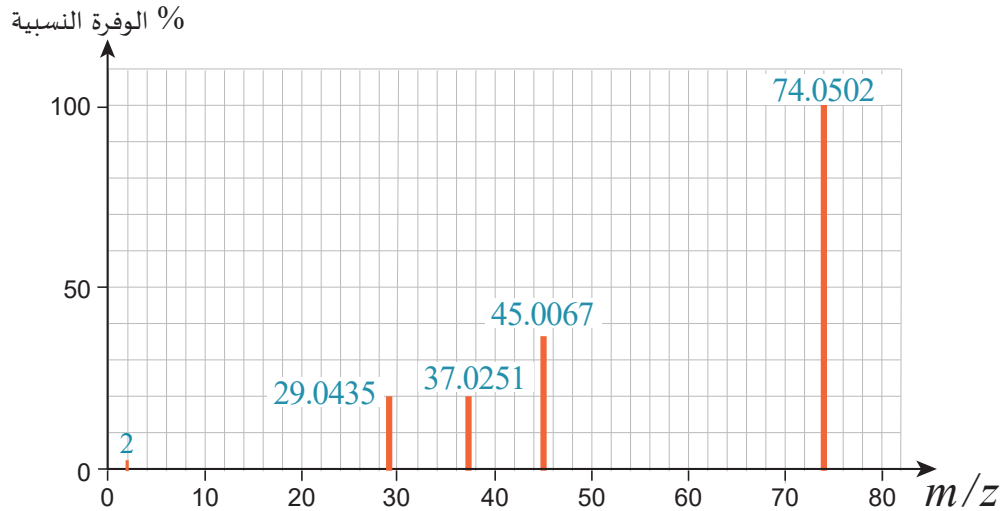
- لذا، يتم تحديد الصيغة الكيميائية للمادة بأنها  $\text{CH}_5\text{N}$ .

$^1\text{H}$	=	1.0078 amu	x	5	=	5.0390 amu
$^{12}\text{C}$	=	12.000 amu	x	1	=	12.000 amu
$^{14}\text{N}$	=	14.0031 amu	x	1	=	14.0031 amu
الكتلة الجزيئية					=	31.0421 amu

## مثال 2



يبين الشكل أدناه طيف كتلي بدقة عالية لمركب يحتوي على العناصر الآتية: الأكسجين، الكربون، والهيدروجين فقط. حلّ هذا الطيف الكتلي لتحديد الصيغة الكيميائية المحتملة لهذا المركب.



## الحلّ

- إذا افترضنا أن القمة التي تقع عند القيمة  $m/z = 74.0502$  تمثل الأيون الجزيئي،  $M^+$ ، فإن القمة التي تقع عند القيمة  $m/z = 37.0251$  والتي تساوي نصف القيمة  $74.0502$ ، تمثل المادة المحللة التي تأيئت بشكل مضاعف،  $M^{2+}$ .
- أما القمتان الصغيرتان، فمن المرجح أنهما تمثلان جزأين منفردين قد تأينا من المادة المحللة، لأن:  $29.0435 + 45.0067 = 74.0502$ . لذا، نفترض قيمًا تقريبية للكتل الذرية، ونحسب كتل الأجزاء المحطمة الشائعة والمألوفة لنا، وسيكون هنالك تطابق مع الأيون  $COOH^+$  والذي يقع عند القيمة  $m/z = 45$ .

العنصر	الكتلة الذرية التقريبية	$CH_3OH$	$CH_4$	$CH_2(OH)_2$	$COOH$	$C_2H_6$
C	12	1	1	1	1	2
O	16	1	0	2	2	0
H	1	4	4	4	1	6
المجموع		32	16	48	45	30

- قيمة الكتلة المولية للمركب  $C_2H_6$  تكون قريبة من قيمة القمة التي تقع عند  $m/z = 29.0435$ . فإذا نزعنا ذرة هيدروجين واحدة من هذا المركب، فسوف نحصل على تطابق جيد مع الأيون  $C_2H_5^+$ .
- نحسب قيمة الكتلة المولية للمركب  $C_2H_5COOH^+$  فتكون قيمتها تساوي  $74.0502$ . لذا، فإن بيانات الطيف الكتلي تشير إلى أن الصيغة الكيميائية المحتملة لهذا المركب هي  $C_2H_5COOH$ .





حدّد الصيغة الكيميائية لمادة عضوية كتلتها الجزيئية تساوي 60.0210 amu، وتحتوي على النظائر الآتية فقط، وهي:  $^1\text{H}$  و  $^{12}\text{C}$  و  $^{16}\text{O}$ .

### الحلّ

$^1\text{H}$	=	1.0078 amu	x	1	=	1.0078 amu
$^{12}\text{C}$	=	12.0000 amu	x	1	=	12.0000 amu
$^{16}\text{O}$	=	15.9949 amu	x	1	=	15.9949 amu
الكتلة الجزيئية					=	29.0027 amu

- تحتوي المادة على ذرة واحدة على الأقل من كل واحدة من النظائر المكوّنة لها، وسينتج عن عملية جمع كتل هذه الذرات الثلاث كتلة مقدارها 29.0027 amu كما هو مبين في الجدول:

- من غير المحتمل أن يحتوي الجزيء على ذرة كربون واحدة وذرة أكسجين واحدة فقط، لأننا سنحتاج إلى الكثير من ذرات الهيدروجين للوصول إلى كتلة جزيئية مقدارها 60.0027 amu.

$^1\text{H}$	=	1.0078 amu	x	8	=	8.0624 amu
$^{12}\text{C}$	=	12.0000 amu	x	3	=	36.0000 amu
$^{16}\text{O}$	=	15.9949 amu	x	1	=	15.9949 amu
الكتلة الجزيئية					=	60.0573 amu

- لذلك يمكن زيادة عدد ذرات الكربون إلى أقصى عدد ممكن من دون تجاوز قيمة الكتلة الجزيئية، ثم زيادة عدد ذرات الهيدروجين إلى أن يتم الوصول إلى قيمة كتلة تكون قريبة من القيمة 60 amu ستنتجان كتلة جزيئية مقدارها 60.0573 amu كما هو مبين في الجدول:

- قيمة هذه الكتلة قريبة، وينتج عنها الصيغة الكيميائية  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ .

$^1\text{H}$	=	1.0078 amu	x	1	=	1.0078 amu
$^{12}\text{C}$	=	12.0000 amu	x	1	=	12.0000 amu
$^{16}\text{O}$	=	15.9949 amu	x	3	=	47.9847 amu
الكتلة الجزيئية					=	60.9925 amu

- وهناك احتمال آخر: زيادة عدد ذرات الأكسجين إلى أقصى حد ممكن من دون تجاوز قيمة الكتلة الجزيئية، تحتاج إلى ثلاث ذرات أكسجين فقط، لأنّ هذا العدد سيتجاوز الكتلة الجزيئية بمقدار 0.9715 amu.

$^1\text{H}$	=	1.0078 amu	x	4	=	1.0078 amu
$^{12}\text{C}$	=	12.0000 amu	x	2	=	24.0000 amu
$^{16}\text{O}$	=	15.9949 amu	x	2	=	31.9898 amu
الكتلة الجزيئية					=	60.0210 amu

- كما يمكن زيادة عدد ذرات الأكسجين والكربون بمقدار ذرتين لكل منهما وبالتالي نحتاج إلى أربع ذرات هيدروجين، وسينتج عن ذلك الكتلة الجزيئية المطابقة للكتلة الجزيئية للمادة العضوية الموجودة في نص المثال.

- لذا، فإنّ الصيغة الكيميائية للمادة هي  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ .



## تفسير الطيف الكتلي

1-8

سؤال الاستقصاء	ما المعلومات التي يزودنا بها الطيف الكتلي؟
المواد المطلوبة	أوراق عمل "تفسير الطيف الكتلي".

## الخطوات (اعمل في مجموعات ثنائية):

سيتم إعداد طيف كتلي باستخدام المعلومات المتوفرة لمركب n-دوديكان (n-dodecane) ( $C_{12}H_{26}$ )، وتم إعداد نموذج مدرّج غير معنون في أوراق عمل هذا النشاط.

1. ضع عنواناً للمحورين (الصادي والسيني) الموجودين على النموذج، وحدد المقاييس المناسبة على هذين المحورين.

2. احسب قيمة الكتلة، وقيمة نسبة الكتلة/الشحنة ( $m/z$ ) للجسيمات الموجودة في (الجدول 2-8) إلى أقرب amu، ثم ارسم هذه القمم على الطيف عند قيم الوفرة النسبية التي تم تزويدك بها.

3. استخدم جدول البيانات المُعد في النشاط صفحة 189 لحساب كتل الأيونات الجزيئية.

## الأسئلة:

a. ما الصيغة الكيميائية للأيون الجزيئي ( $M^+$ )؟

الجدول 2-8 قيم الوفرة النسبية للأجزاء المحطمة لمركب n-دوديكان ( $M^+$  = الأيون الجزيئي).

الوفرة النسبية	الصيغة	الكتلة (amu)	m/z
5%	$M^+$		
1%	$CH_3^+$		
15%	$C_2H_5^+$		
38%	$C_3H_5^+$		
69%	$C_3H_7^+$		
19%	$C_4H_7^+$		
100%	$C_4H_9^+$		
55%	$C_5H_{11}^+$		
33%	$C_6H_{13}^+$		

b. فسر وجود قمة لها قيمة  $m/z$  أكبر مما هي للأيون الجزيئي عند القيمة  $m/z = 171$ .

c. كم ستكون قيمة  $m/z$  للجزء المحطم الذي يحمل الصيغة الكيميائية  $C_4H_9^{2+}$ ؟

d. لماذا لا تظهر قمم الأجزاء المحطمة التي تحتوي على النظير  $^2H$  والذي يتكون بشكل طبيعي؟

e. ما الأيون الذي يمثل الجزء المحطم الأكثر شيوعاً لمركب n-دوديكان؟

f. توقّع الصيغة الأكثر احتمالاً للجزء المحطم لمركب n-دوديكان والذي له قيمة  $m/z = 70$ .

يملك البروم نظيرين يتكونان بشكل طبيعي. أجربحثاً عن الطيف الكتلي للبروم ( $Br_2$ )، وأشر إلى النسبة المئوية لمدى وفرة هذين النظيرين، ثم حدد صيغ الأجزاء المحطمة المرتبطة بالقمم الخمس الموجودة في الطيف الكتلي، ثم ضع عنواناً لأعداد الكتل الذرية للنظيرين الموجودين في الصيغ الكيميائية.



1. أي من العبارات الآتية تصف مصطلح "المادة المُحلَّلة"؟
  - a. شخص يحلّل مادة ما.
  - b. مادة ما تم تحليلها.
  - c. عملية تحليل لمادة ما.
  - d. جهاز يُستخدم لتحليل مادة ما.
2. أي من الأزواج الآتية يُمثّل المحورين الصادي والسيني للطيف الكتلي؟
  - a. الكتلة والشحنة.
  - b. الوفرة النسبية والكتلة.
  - c. الوفرة النسبية والشحنة.
  - d. الوفرة النسبية والكتلة/الشحنة ( $m/z$ ).
3. ما نوع الجُسَيمات التي يتم الكشف عنها غالبًا في مقياس مطياف الكتلة؟
  - a. الأيونات ذات الشحنة الموجبة.
  - b. الأيونات ذات الشحنة السالبة.
  - c. الأيونات ذات الشحنة الموجبة والسالبة معًا.
  - d. الأيونات ذات الشحنة الموجبة، والجزيئات المتعادلة.
4. ماذا يجب أن يحدث لعَيِّنة جزيئات موجودة في مقياس مطياف الكتلة؟
  - a. يجب أن تصبح الجزيئات متأيّنة.
  - b. يجب أن تبقى الجزيئات متعادلة.
  - c. يجب أن يتم تحويل العَيِّنة إلى مادة سائلة.
  - d. يجب أن يتم تحويل العَيِّنة إلى مادة صلبة.
5. أي من الأسباب الآتية يمكن أن تؤدي إلى تكوّن أجزاء محطمة لها الصيغ الكيميائية نفسها ولكن كتلتها مختلفة؟
  - a. وجود النظائر.
  - b. وجود المتشكلات.
  - c. وجود المتأصلات.
  - d. تكوّن أيونات مختلفة الشحنة السالبة.
6. أي من الأيونات المحطّمة الآتية له قيمة  $m/z = 31$ ؟
  - a.  $SH^+$
  - b.  $CH_2F^+$
  - c.  $CH_3O^+$
  - d.  $CH_2NH_2^+$
7. ما الوفرة النسبية للقمة الأساسية الموجودة على الطيف الكتلي؟
8. حدد الصيغة الكيميائية لمركب هيدروكربوني علمًا بأنّ قمة أيونه الجزيئي تقع عند القيمة  $m/z = 84.0936$ .



## جوزيف جون طومسون: Joseph Jones Thomson 1856-1940م



الشكل 6-10 جوزيف جون طومسون (1856-1940م).

ولد السير جوزيف جون طومسون في مقاطعة شيثام، في مدينة مانشستر، في إنجلترا في 18 من شهر ديسمبر من العام 1856م. التحق بما تسمى اليوم جامعة مانشستر وهو في 14 من عمره، ثم انتقل إلى كلية ترينتي في كامبردج، في إنجلترا، حيث حصل منها على درجتي البكالوريوس والماجستير في الفنون. ثم عُيِّن أستاذًا في جامعة كامبردج في العام 1884م، وفي العام 1890م تزوج من روز إليزابيث باجيت، وأنجب منها طفليه، وهما روز باجيت طومسون، والسير جورج إدوارد طومسون. وعلى الرغم من أن طومسون يُعدّ الأكثر شهرة لاكتشافه الإلكترون، ونموذج الذرة الخاص به والمُسمّى "فطيرة البرقوق"، فقد قدم إسهامات أخرى كثيرة للعلوم، بما فيها بناء أول مطياف للكتلة في العام 1912م.

نشأ مطياف الكتلة الذي بناه طومسون من اكتشافات العالمين أيجوين جولدستين، وويليام وين، ففي العام 1886م، اكتشف العالم جولدستين الأشعة المنبعثة من مصعد (أنود) أنابيب تفريغ الغاز، وسمّاها أشعة القناة canal ray. وفي العام 1899، أوضح العالم وين أن أشعة القناة هذه يمكن أن تنحرف عن مسارها بسبب تأثير المجالات الكهربائية والمغناطيسية. وباستخدام ما سبق، وباستخدام مطياف الكتلة الجديد الذي صممه أيضًا، فقد بين طومسون هو ومساعداه ف. و. آستون للمرة الأولى وجود نظائر غير مشعة كانت عبارة عن نظائر النيون، وهي النيون-20، والنيون-22.

حصل طومسون على جائزة نوبل في الفيزياء في العام 1906م، وعلى ميدالية كوبلي في العام 1914م. وبشكل مشابه لإنجازاته العلمية، فقد يكون مذهلاً بالنسبة إليك معرفة القائمة التي تضم بعض أبرز تلاميذه، ومن بينهم: إرنست رذرفورد، وروبرت أوبنهايمر، وماكس بورن، ونيلز بور. وقد تأهل ثمانية من تلاميذه للحصول على جائزة نوبل في الفيزياء والكيمياء، وحصل ابنه جورج، والذي كان أحد تلاميذه أيضًا، على جائزة نوبل في الفيزياء العام 1937م على إثباتاته الخصائص شبه الموجية للإلكترونات.

توفي طومسون في 30 من شهر آب من العام 1940م، ودُفن في مقاطعة ويست منستر، أبي، في مدينة لندن في إنجلترا بجانب قبري السير إسحق نيوتن وإرنست رذرفورد.

# الوحدة 8

## مراجعة الوحدة

### الدرس 8-1: مطياف الكتلة

- تساعد تقنية التحليل **مطياف الكتلة Mass spectroscopy** في تحديد الصيغة الجزيئية للمادة المحلّلة وكتلتها.
- يعمل **مقياس مطياف الكتلة Mass spectrometer** على تأين جزيئات المادة المحلّلة، وتحويلها إلى أجزاء مشحونة بشحنة موجبة، فتتسارع الأجزاء وتُفصّل ويُكشَف عنها.
- يُنتج مقياس مطياف الكتلة قممًا ذات قيم وفرة نسبية مختلفة على الطيف الكتلي للأجزاء المختلفة للمادة المحلّلة، والتي تمثل دالةً لنسبة كتلة هذه الأجزاء إلى شحنتها ( $m/z$ ).
- تسمى القمة ذات الوفرة النسبية الأعلى "القمة الأساسية".
- تمثل القمة التي لها أعلى قيمة  $m/z$  كتلة المادة المحلّلة.
- يمكن تحديد الصيغة الكيميائية للمادة المحلّلة باستخدام مطياف الكتلة والعناصر المكوّنة للمادة المحلّلة.



أسئلة اختيار من متعدد

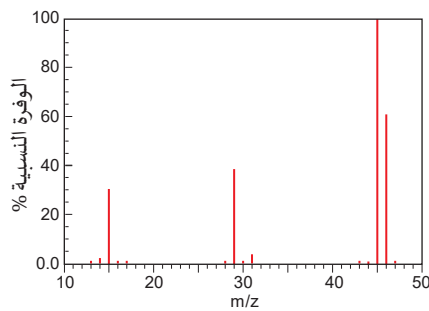
1. أي من القيم الآتية تصف الشحنة الاعتيادية الموجودة على أجزاء المادة المُحلَّلة الناتجة عن مقياس مطياف الكتلة؟
  - a. -1
  - b. +1
  - c. +2
  - d. متعادلة
2. أي من الجمل الآتية تصف القمة الأساسية الموجودة في الطيف الكتلي؟
  - a. هي القمة التي لها قيمة  $m/z$  الأدنى.
  - b. هي القمة التي لها قيمة  $m/z$  الأعلى.
  - c. هي القمة التي لها قيمة الوفرة النسبية الأدنى.
  - d. هي القمة التي لها قيمة الوفرة النسبية الأعلى.
3. أي من الجمل الآتية تصف القمة الموجودة على الطيف الكتلي الذي يعطي الكتلة الجزيئية للمادة المُحلَّلة؟
  - a. هي القمة التي لها قيمة  $m/z$  الأدنى.
  - b. هي القمة التي لها قيمة  $m/z$  الأعلى.
  - c. هي القمة التي لها قيمة الوفرة النسبية الأدنى.
  - d. هي القمة التي لها قيمة الوفرة النسبية الأعلى.
4. أي من الصيغ الآتية تمثل الصيغة الكيميائية للأيون الجزيئي ( $M^+$ ) لمركب 1-بروبانول ( $C_3H_7OH$ ) الناتج في مقياس مطياف الكتلة؟
  - a.  $C_3H_7^+$
  - b.  $C_3H_7O^+$
  - c.  $C_3H_7OH^+$
  - d.  $C_3H_7OH$
5. أي جزء من الأجزاء الآتية له قيمة  $m/z = 44$ ؟
  - a.  $NO_2^+$
  - b.  $C_3H_7^+$
  - c.  $C_2H_4O^+$
  - d.  $CH_3CO^+$
6. ما قيمة  $m/z$  للجزء  $^{13}CH_2O^+$ ؟
  - a. 29
  - b. 30
  - c. 31
  - d. 32

## أسئلة الإجابات القصيرة

### الدرس 1-8: مطياف الكتلة

7. \* تم تحليل مادة تتكوّن من كربون، وهيدروجين، وأكسجين فقط في مقياس مطياف كتلة عالي الدقة، فتكونت قمة الأيون الجزيئي عند القيمة  $m/z = 86.0729$ . حدّد الصيغة الكيميائية لهذه المادة.

8. \* حدّد الصيغة الكيميائية لإستر لا يحتوي على أية مجموعة وظيفية متفرعة، تكونت قمة أيونه الجزيئي عند القيمة  $m/z = 130.0990$ .



9. استنادًا إلى الطيف الكتلي لثنائي إيثيل الإيثر الموجود إلى اليسار، ما قيمة  $m/z$  لكل من: قمته الأساسية، وقمة أيونه الجزيئي؟

10. \* ما الصيغتان الكيميائيتان لمركبّي نيتروجين، بحيث تتكون قمتا الأيونين الجزيئيين لهما عند القيمتين:  $m/z = 18.0220$  و  $m/z = 18.0328$ ؟ ملحوظة: خذ بالحسبان النظائر الأقل وفرة.

11. \* ما الصيغة الكيميائية لمركب تكونت قمة أيونه الجزيئي عند القيمة  $m/z = 73.0889$ ، إذا علمت أنه يتكون من الكربون والهيدروجين والنيتروجين فقط؟

12. أجرِ بحثًا عن الطيف الكتلي لحمض الهيدروكلوريك (HCl)، وحدد الصيغ الكيميائية للقمم الأربع التي لها قيم  $m/z$  الأعلى. ووضح، من حيث وفرة النظائر، السبب الذي جعل القمة الأساسية مرتبطة بتلك الصيغة الكيميائية المحددة.

13. ارسم طيفًا كتليًا له قمة أساسية عند القيمة  $m/z = 31$ ، وقمة للأيون الجزيئي ( $M^+$ ) عند القيمة  $m/z = 32$ ، حيث تمتلك قمة الأيون الجزيئي وفرة نسبية مقدارها 75%. يتضمن الرسم أيضًا ثلاث قمم؛ الأولى عند القيمة  $m/z = 29$  ووفرته النسبية تساوي 50%، والثانية عند القيمة  $m/z = 15$  ووفرته النسبية تساوي 10%، والثالثة عند القيمة  $m/z = 30$  ووفرته النسبية تساوي 5%.

الجدول الدوري الحديث للعناصر

1  
IA

2  
IIA

6

C

العدد الذري

اسم العنصر

carbon

12.011

الكتلة الذرية

أرقام المجموعات



18  
VIIIA

13  
IIIA

14  
IVA

15  
VA

16  
VIA

17  
VIIA

1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.002602
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.0121831
5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.011
7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999
9 F Fluorine 18.998403163	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.98976928	12 Mg Magnesium 24.305
13 Al Aluminum 26.9815385	14 Si Silicon 28.085
15 P Phosphorus 30.973761998	16 S Sulfur 32.06
17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078
21 Sc Scandium 44.955908	22 Ti Titanium 47.867
23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961
25 Mn Manganese 54.938044	26 Fe Iron 55.845
27 Co Cobalt 58.933194	28 Ni Nickel 58.6934
29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38
31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.630
33 As Arsenic 74.921595	34 Se Selenium 78.971
35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.798
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62
39 Y Yttrium 88.90584	40 Zr Zirconium 91.224
41 Nb Niobium 92.90637	42 Mo Molybdenum 95.95
43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07
45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42
47 Ag Silver 107.8662	48 Cd Cadmium 112.414
49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710
51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60
53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.293
55 Cs Caesium 132.90545196	56 Ba Barium 137.327
57 - 71 *Lanthanoids	72 Hf Hafnium 178.49
73 Ta Tantalum 180.94788	74 W Tungsten 183.84
75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23
77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.084
79 Au Gold 196.966569	80 Hg Mercury 200.592
81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2
83 Bi Bismuth 208.98040	84 Po Polonium (209)
85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)
89 - 103 ** Actinoids	104 Rf Rutherfordium (261)
105 Db Dubnium (269)	106 Sg Seaborgium (266)
107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (277)
109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (271)
111 Rg Roentgenium (272)	112 Cn Copernicium (285)
113 Nh Nihonium (286)	114 Fl Flerovium (289)
115 Mc Moscovium (289)	116 Lv Livermorium (293)
117 Ts Tennessine (294)	118 Og Oganesson (294)

اسم العنصر

carbon

12.011

الكتلة الذرية

12.011

## الشكر والتقدير

جميع الرسوم الفنية الواردة في هذا العمل صممتها شركة تطوير العلوم والتكنولوجيا والهندسة والرياضيات (STEM) في الولايات المتحدة الأمريكية. وهي وحدها تملك الحق القانوني لإجازة استخدام تلك الرسوم.

يشكر المؤلفون والناشرون المصادر الآتية على السماح لهم باستخدام ملكياتهم الفكرية كما أنهم ممتنون لهم لموافقتهم على نشر الصور.

Illustration: Muhammad Farouk/Shutterstock; Photo: DnD-Production/Shutterstock; 3D image: FXartist/Shutterstock; Illustration: Alexander Sergeevich/Shutterstock; Stamp art: spatuletail/Shutterstock; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design Illustration: Designua/Shutterstock; Photo: Rabbitmindphoto/Shutterstock; Illustration: Andrey Suslov/Shutterstock; Illustration: zffoto/Shutterstock; Photo: Ken Stocker/Shutterstock; Photo: Kobkit Chamchod/Shutterstock 1218821710; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design Photo: Nobuhiro Asada/Shutterstock; Photo: AjayTvm/Shutterstock; 3D Image: ktsdesign/Shutterstock; Photo: Abdelrahman Hassanein/Shutterstock; 3D image: KateStudio/Shutterstock; Photo illustration: adike/Shutterstock; 3D image: Giovanni Cancemi/Shutterstock; 3D Illustration: Axel\_Kock/Shutterstock; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design 3D Illustration: Image Craft/Shutterstock; Photo: ThePowerPlant/Shutterstock; Photo: pogonici/Shutterstock; Photo Ton Photographer 7824/Shutterstock; Illustration: elenabs/Shutterstock; Photo: David Evison/Shutterstock; Photo: Augustine Bin Jumat/Shutterstock; Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design Illustration: Muhammad Farouk/Shutterstock 1800616687, DnD-Production/Shutterstock 278922299, 3D image: VFXartist/Shutterstock 1483410965, illustration: Alexander Sergeevich/Shutterstock 1230374893, Stamp art: spatuletail/Shutterstock 1812900445, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design, Illustration: Designua/Shutterstock 1472540423, photo: Rabbitmindphoto/Shutterstock 1487654072, Illustration: Andrey Suslov/Shutterstock 589410938, Illustration: zffoto/Shutterstock 389695105, Photo: Ken Stocker/Shutterstock 1082226821, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design , Photo: Nobuhiro Asada/Shutterstock, 144455530, Photo: AjayTvm/Shutterstock 757231510, 3D Image: ktsdesign/Shutterstock 430949605, Photo: Abdelrahman Hassanein/Shutterstock 1230989149, 3D image: KateStudio/Shutterstock 1159868263, Photo illustration: adike/Shutterstock 1036533352, 3D image: Giovanni Cancemi/Shutterstock 76423743, 3D Illustration: Axel\_Kock/Shutterstock 1625661736, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design, 3D Illustration: Image Craft/Shutterstock 1466789552, ThePowerPlant/Shutterstock 1652355403, Photo: pogonici/Shutterstock 262939175, Photo Ton Photographer 7824/Shutterstock 1074125777, Illustration: elenabs/Shutterstock 1567621081, Photo: David Evison/Shutterstock 77061922, Photo: Augustine Bin Jumat/Shutterstock71913914, Design: unit and lesson spreads: Jane Holland Design

Janaka Dharmasena / Shutterstock, Nasky/ Shutterstock, adike/ Shutterstock, Richard Peterson/ Shutterstock, stihii/ Shutterstock, NoPainNoGain/ Shutterstock, Teguh Mujiono/ Shutterstock, Improvisor/ Shutterstock, Jose Luis Calvo/ Shutterstock, Rattiya Thongdumhyu/ Shutterstock, Peter Hermes Furian/ Shutterstock, Sebastian Kaulitzki/ Shutterstock, VectorMine/ Shutterstock, bsd/ Shutterstock, Blamb/ Shutterstock, MikeMartin / Shutterstock, Photographee.eu/ Shutterstock, Jason Boyce/ Shutterstock, Maridav, Eugene Onischenko/ Shutterstock, CI Photos/ Shutterstock, Sergey Nivens, Vasyi Shulga/ Shutterstock, Sea Wave, Tanya Sid/ Shutterstock, belushi, / Shutterstock, Birger Olovson, Dionisvera/ Shutterstock

1.28 sportpoint / Shutterstock, ChrisVanLennepPhoto, Jacob Lund, sattahipbeach,/Shutterstock, Catalin Grigoriu/ Shutterstock, Designua/Shutterstock, LightField Studios/Shutterstock, lotan/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Pawel Graczyk/Shutterstock, Studio BKK/Shutterstock, Kateryna Kon/Shutterstock, GraphicsRF/Shutterstock, nayef hammouri/Shutterstock, adike/Shutterstock, Maridav/Shutterstock, Lukas Budinsky , Jacob Lund/Shutterstock, iPreech Studio/Shutterstock, ChiccoDodiFC/Shutterstock, Blazej Lyjak/Shutterstock, design36/Shutterstock, udaix/ Shutterstock, Animashka, electra/Shutterstock, Viktoria\_P/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science, Emre Terim, Aksanaku/Shutterstock, Blamb/Shutterstock, Tefi/Shutterstock, icsnaps/Shutterstock, Artemida-psy/ Shutterstock, OLESHKO GANNA/ Shutterstock Aninna/Shutterstock, Public Domain/Shutterstock, Public domain/ Shutterstock, Juan Gaertner/Shutterstock, Andrey\_Popov/Shutterstock, iambasic\_Studio/Shutterstock, Sirirat/ Shutterstock, ibreakstock/Shutterstock, Belish, Arthur Didyk/Shutterstock, Yenyu Shih, Eugene Onischenko/ Shutterstock, Robert Przybysz/Shutterstock, matimix/Shutterstock, Alex Kravtsov/Shutterstock, Babka/Shutterstock, Makalex69/Shutterstock, illustrator graphic/Shutterstock, OSTILL is Franck Camhi, Eugene Onischenko, /Shutterstock, Sergey Nivens/Shutterstock, Alan Freed/Shutterstock, Microgen/Shutterstock, Alfredo Ottonello/Shutterstock, Dmitrydesign/Shutterstock, ZouZou (jumping/Shutterstock, alphaspirt/Shutterstock, George Rudy/Shutterstock, Kati Finell/Shutterstock, haeryung stock images/Shutterstock, sportpoint/Shutterstock, Gwoeli/Shutterstock, Fauad A. Saad/Shutterstock, Oksana Volina/Shutterstock, VectorMine/Shutterstock, sportoakimirka/Shutterstock, Sergii Chemov/ homydesign/ Ivan Sm/Shutterstock, vectorfusionart/Shutterstock, Inspiring/Shutterstock, courtyardpix/ Shutterstock, Designua/Shutterstock, Toa55/ Digital Storm/Shutterstock, David Prahil/ mezzotint/ brizmaker/ Shutterstock, Fauad A. Saad/Shutterstock, yanik88/ sportpoint/ Andrea Izzotti/Shutterstock, sezer66/ Thomas C. Altman sportpoint/Shutterstock, Mauricio Graiki/Shutterstock, Swapan Photography/ Shawn Hampel/ cloki/ Dan Thornberg/Shutterstock, Georgios Kollidas/Shutterstock, Lia Koltyrina/Shutterstock, matsabe/Shutterstock, Ksenia Raykova/Shutterstock, Bill McKelvie/Shutterstock, Andrey Burmakini/ kuruneko/ ZoranOrcik/Shutterstock, Imagesines/ Shutterstock, Diagram/Shutterstock, HelloRF Zcool/ Andrey Burmakini//Shutterstock, Alex Kravtsov/ sirtravelalot/ Suzanna Tucker/Shutterstock, Graph/Shutterstock, Gwoeli/Shutterstock, Graph/ Olexii Sidorov/Shutterstock, sizov/ LUKinMEDIA/Shutterstock, BUY THIS/Shutterstock, Stock image/Shutterstock, TLaoPhotography/Shutterstock,



TASER/Shutterstock, Roger costa morera/Shutterstock, Preto Perola/ HomeArt/Shutterstock, topimages/ NDT/ KKulikov/Shutterstock, OSTILL is Franck Camhi/ Wikipedia Ljupco Smokovski/ Alexander Kirch/ Stefan Schurr/ Jonah\_H/Shutterstock, Brocreative/ Motion Arts/ Dan Thornberg/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science, faboi/ TASER/ faboi/Shutterstock, Miriam Doerr Martin Frommherz/ Bjoern Wylezich/Shutterstock, Inna Bigun/ Shutterstock, Steven\_Mol/Shutterstock, goffkein.pro/Shutterstock, EugenePut/ RomanVX/Shutterstock, fotoliza/ Shutterstock, IDKFA/Shutterstock, Yosanon Y/ VarnakovR/Shutterstock, Rost9/ Tyler Boyes/ Dimarion/Shutterstock, Maridav/Shutterstock, Dmitry Markov152/Shutterstock, Rudenkois/Shutterstock, Patthana Nirangkul/Shutterstock, KpixMining/ Moon Light PhotoStudio//Shutterstock, -V-/ koya979/ amfroey/ Andrey Armyagov/Shutterstock, Billion Photos/Shutterstock, Christopher Boswell/ DenisVolkov/Shutterstock, Hein Nouwens/ Dragance137/Shutterstock, Everett Collection/ BrunoRosa/ sportspoint/Shutterstock, Dennis van de Water/Shutterstock, Michael Rolands/ Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science marekulasz/ Melinda Nagy/Shutterstock, Brostock/ Digital Storm/ Shutterstock, D.Pimborough/ SolidMaks/ Stanislaw Mikulski/Shutterstock, Wikipedia, Dainis Derics/Shutterstock, Doug Lemke/Shutterstock, dotshock/Shutterstock, Dmitry Yashkin/Shutterstock, Jose L. Stephens/Shutterstock, PCHT/Shutterstock, Chokniti Khongchum/Shutterstock, BlueRingMedia/Shutterstock, Quick Shot/ J\_K/ Vibrant ImageStudio/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman ScienceStudioMolekuul/Shutterstock, OlegD/Shutterstock, Rudmer Zwerver/Shutterstock, Fouad A. Saad/ dioch/Shutterstock, Magcom/ StudioMolekuul/Shutterstock, Trooper2000/Shutterstock, kwanchai.c/ inewsfoto/ Chamille White/Shutterstock, Fotokostic/Shutterstock, LuckyStep/ Shutterstock, Prill/Shutterstock, Shine Nucha/ Toa55/ Idambies/Shutterstock, Chokniti Khongchum/ Perception 7/ Shutterstock, AlexLMX/Shutterstock, Iricat/ petrroudney43/ Yuriy Seleznev/Shutterstock,

Shaijo/Shutterstock, Patrick Salisbury/ Altman Science, BalLi8Tic/Shutterstock, losmandarinas/Shutterstock, Wlad74/Shutterstock, Dudarev Mikhail/Shutterstock, VectorMine/Shutterstock, Michael Stifter/Shutterstock, Tom Wang/Shutterstock, Everett Historical/Shutterstock, PhotoHouse/Shutterstock, Callipso/Shutterstock, alice-photo/ Shutterstock, udaix/Shutterstock, Designua/Shutterstock, magnetix/Shutterstock, enzozo/Shutterstock, Designua/ Shutterstock, Vshivkova/Shutterstock, ktsdesign/Shutterstock, angellodeco/Shutterstock, Billion Photos/Shutterstock, Ody\_Stocker/Shutterstock, kanyanat wongsa/Shutterstock, Zita/Shutterstock, Aha-Soft/Shutterstock, Gorodenkoff/ Shutterstock, Designua/Shutterstock, Katy Pack/ nevodka/Shutterstock, Rattiy Thongdumhyu/Shutterstock, Kateryna Kon/Shutterstock, Juan Gaertner/Shutterstock, Elena Pavlovich/ Shawn Hempel/Shutterstock, Spectral-Design/ Shutterstock, Katiekk/Shutterstock, Natali\_Mis/Shutterstock, OSweetNature/Shutterstock, Soleil Nordic/Shutterstock, Dmitry Kalinovskiy/ elenabsi/Shutterstock, Lorna Roberts/ THAIFINN/Shutterstock, DrimaFilm/Shutterstock, Mari-Leaf/Shutterstock, 3d\_man/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Nathan Devery/Shutterstock, gritsalak karalak/ Shutterstock, Olga Rudyk/Shutterstock, petrroudney43/Shutterstock, Kapitosh/Shutterstock, Nate troyer/Shutterstock, machimorales/Shutterstock, acceptphoto/Shutterstock, Tomasz Klejdysz/Shutterstock, Kaentian Street/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Sawat Benyenngam/Shutterstock, JIANG HONGYAN/ Mvolodmyr/Shutterstock, Dr Morley Read/Shutterstock, symbiot/ sigit wiyono/ Linas T/Shutterstock, Thomas C. Altman/Altman Science, Fourleaflover/ Shutterstock, igorstevanovic/ HEDADZI PE/CHAN/nexusby/Shutterstock, Panchenko Vladimir/Shutterstock,

Peter Hermes Furian/Shutterstock, Everett Historical/Shutterstock, OSweetNature/Shutterstock, Triff/Shutterstock, Fouad A. Saad/Shutterstock, KanKhem/Shutterstock, Cq photo juy/Shutterstock, CandMe/Shutterstock, dani3315/ vrx/ /Shutterstock, Mishakov Valery/ sivVector/Shutterstock, Efman/Shutterstock, Art-Perfect/Shutterstock, Negro Elkha/Shutterstock, Designua/Shutterstock, Benson HE/ udaix/Shutterstock, Fouad A. Saad/Shutterstock, BetterPhoto/Shutterstock, Mega Pixel/Shutterstock, StudioMolekuul/ /Shutterstock, urfin/Shutterstock, kondr. konst/Shutterstock, suteelak phundang/ shltz/Shutterstock, Aonprom Photo/Shutterstock, Andrew Balcombe/ Don Mammoser/ Vladimir Gjorgiev/Shutterstock, Richard Whitcombe/Shutterstock, Chase Dekker/Shutterstock, paulynn/ Anna Hoychuk/ Dalibro/Shutterstock, Yana Gershanik/ Lalandrew/Shutterstock, Alaettin YILDIRIM/ Shutterstock, Matej Kastelic/Shutterstock, Poring Studio/Shutterstock, g\_dasha/Shutterstock, Billion Photos/ Shutterstock, shtukicrew/Shutterstock, Amy Newton-McConnel/ Ongkan/Shutterstock, bonchan/Shutterstock, MITstudio/Shutterstock, 200dgr/Shutterstock, SpelaG91/ UlrikaArt/ Luis Echeverri Urrea/Shutterstock, Rich Carey/ Shutterstock, Davdeka/Shutterstock, Newman Studio/Shutterstock,

gstraub/Shutterstock; Jenny\_Tr/Shutterstock; Fer Gregory/Shutterstock; Crystal-K/Shutterstock; 3Dsculptor/ Shutterstock; ibreakstock/Shutterstock; BeataGFX/Shutterstock; ZikG/Shutterstock; focal point/Shutterstock; u3d/ Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific Inc ;Tuba Rehman/Shutterstock; Arpon Pongkasetkam/Shutterstock; JPC-PROD/Shutterstock; Lutsenko\_Oleksandr/Shutterstock; gstraub/Shutterstock; ggw/Shutterstock; Kim Christensen/Shutterstock; Blue Lemon Photo Shutterstock; StudioMolekuul/Shutterstock; botazsolti/Shutterstock; Kriengsak tarasri/Shutterstock; David Plo Cavedes/Shutterstock, Toltemara/Shutterstock; sasha2109/Shutterstock; Leysani/Shutterstock; ggw/Shutterstock; Ajamal/Shutterstock; helfei/Shutterstock; Fablok/Shutterstock; gogoiso/ Shutterstock; HAFIZULLAHYATIM/Shutterstock; ninikas/Shutterstock; Monkey Business Images/Shutterstock; public domain , Surasak\_Photo/Shutterstock; White\_Fox/Shutterstock; chemistrygod/Shutterstock; SUWIT NGAOKAEW/ Shutterstock; Bob Morse/Morse Scientific, Inc.; StudioMolekuul/Shutterstock; Rabbitmindphoto/Shutterstock; petrroudney43/Shutterstock; kesipun/Shutterstock; wellphoto/Shutterstock; Toa55/Shutterstock; PNOIARSA/ Shutterstock; ggw/Shutterstock; Rattiya Thongdumhyu/Shutterstock; Satienpong P/Shutterstock; DariaRen/ Shutterstock; tanewp168/Shutterstock;





السلام عليكم ورحمة الله وبركاته

نرحب بكم في

[موقع ومنتديات صقر الجنوب التعليمية المنهاج القطري](#)

ويسعدنا ويشرفنا ان نستمر معكم في تقديم

كل ما هو جديد للمنهاج المحدث المطورة ولجميع

المستويات والمواد

ملفات نجمعها من كل مكان ونضعها لكم في مكان واحد

ليسهل تحميلها

علما ان جميع ما ننشر مجاني 100%

أخي الزائر - أختي الزائرة انا دعمكم لنا هو انمامكم لنا

فهو شرف كبير لنا

[صفحتنا على الفيس بوك هنا](#)

[مجموعتنا على الفيس بوك هنا](#)

[مجموعتنا على التلقرام هنا](#)

[قنواتنا على اليوتيوب هنا](#)

جميع ملفاتنا نرفعها على مركز تحميل خاص في [صقر الجنوب](#)

نحن نسعى دائما الى تقديم كل ما هو أفضل لكم و هذا وعد منا ان شاء الله  
شجعونا دائما حتى نواصل في العطاء و [نسال](#) الله ان يوفقنا و يسدد خطانا

في حال واجهتك اي مشكلة في تحميل اي ملف

من [منتديات صقر الجنوب](#) [المنهاج القطري](#)

[صفحة اتصل بنا](#)





## قنوات تيليجرام منهاج دولة قطر الفصل الأول والثاني محدث

قناة المستوى الثالث

قناة المستوى الثاني

قناة المستوى الأول

قناة المستوى السادس

قناة المستوى الخامس

قناة المستوى الرابع

قناة المستوى التاسع

قناة المستوى الثامن

قناة المستوى السابع

قناة المستوى الثاني عشر

قناة المستوى الحادي عشر

قناة المستوى العاشر



# قنوات اليوتيوب التعليمية للمنهاج القطري من المستوى 01-10

قناة المستوى الثالث

قناة المستوى الثاني

قناة المستوى الأول

قناة المستوى السادس

قناة المستوى الخامس

قناة المستوى الرابع

قناة المستوى التاسع

قناة المستوى الثامن

قناة المستوى السابع

قناة المستوى الثاني عشر

قناة المستوى الحادي عشر

قناة المستوى العاشر



## مجموعات الفيس بوك للمنهاج القطري الفصل الاول والفصل الثانى محدث

### رياض الاطفال

مجموعة المستوى الثالث

مجموعة المستوى الثانى

مجموعة المستوى الأول

مجموعة المستوى السادس

مجموعة المستوى الخامس

مجموعة المستوى الرابع

مجموعة المستوى التاسع

مجموعة المستوى الثامن

مجموعة المستوى السابع

مجموعة المستوى الثانى عشر

مجموعة المستوى الحادى عشر

مجموعة المستوى العاشر

صفحتنا على الفيس بوك

الهدف الرئيسي  
لمنتديات صقر الجنوب

هو

منصة تعليمية مجانية

لهدفنا المنفعة ونشر العلم

نشر العلم مجاناً لكل من يطلبه العلم في جميع أنحاء العالم  
لا تفرض أي رسوم أو نفقات على العضويات في الموقع  
علماً أنه مجاني بدون تسجيل عضوية  
لنستمر في البقاء إن شاء الله

يمكن أن تساهم في استثمارنا والتخفيف

عنا مصاريف السيرفر والاستضافة

مهما كانت مساهمتك صغيرة أو كبيرة، لها أثر كبير في استمرار  
الموقع لتقديم خدمات المجانية من ملفات عربية ومنقولات

من خلال دعمنا على حسابنا الخاص على

[من خلال الضغط هنا PayPal](#)