وزارة التربية
Ministry of Education
State of Kuwait | دولـــة الكويـت

# الكيمياء

## الصف الحادي عشر

### الفصل الدراسي الأول

كتاب الطالب

المرحلة الثانوية

# الكيمياء

## كتاب الطالب

## الصفّ الحادي عشر

### الفصل الدراسي الأول

المرحلة الثانويّة

**اللجنة الإشرافية لدراسة ومواءمة سلسلة كتب العلوم**

أ. برّاك مهدي برّاك (رئيسا)

أ. سعاد عبد العزيز الرشود　　أ. مصطفى محمد مصطفى

أ. فتوح عبد الله طاهر الشمالي　　أ. تهاني ذعار المطيري

الطبعة الثانية

١٤٤٨ هـ

٢٠٢٦ - ٢٠٢٧ م

**حقوق التأليف والطبع والنشر محفوظة لوزارة التربية - الإدارة العامة للتواجيه والبحوث والمناهج**

**إدارة البحوث التربوية والمناهج**

الطبعة الأولى ٢٠١٣ - ٢٠١٤ م
الطبعة الثانية ٢٠١٥ - ٢٠١٦ م
٢٠١٨ - ٢٠١٩ م
٢٠١٩ - ٢٠٢٠ م
٢٠٢٠ - ٢٠٢١ م
٢٠٢٢ - ٢٠٢٣ م
٢٠٢٣ - ٢٠٢٤ م
٢٠٢٤ - ٢٠٢٥ م
٢٠٢٥ - ٢٠٢٦ م
٢٠٢٦ - ٢٠٢٧ م

**فريق عمل دراسة ومواءمة كتب الكيمياء للصف الحادي عشر الثانوي**

أ. محمد عبد اللطيف محمد

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

دار التَّربَويّون House of Education ش.م.م. وبيرسون إديوكيشن ٢٠١٣

أودع في مكتبة الكويت الوطنية – ردمك : 978-9921-33-039-7

أودع في مكتبة وزارة التربية تحت رقم (١٩) بتاريخ ٣٠ / ٣ / ٢٠١٥م

مطبعة حكومة دولة الكويت
Government Press - State of Kuwait

بسم الله الرحمن الرحيم

حضرة صاحب السمو الشيخ مشعل الأحمد الجابر الصباح

أمير دولة الكويت

H.H. Sheikh Meshal AL-Ahmad Al-Jaber Al-Sabah

Amir Of The State Of Kuwait

سمو الشيخ صباح خالد الحمد الصباح
ولي عهد دولة الكويت

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

# مقدمـــة

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

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

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

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

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

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

**د. سعود هلال الحربي**

الوكيل المساعد لقطاع البحوث التربوية والمناهج

# المحتويات

## الجزء الأوّل

**الوحدة الأولى:** الإلكترونات في الذرّة

**الوحدة الثانية:** المحاليل

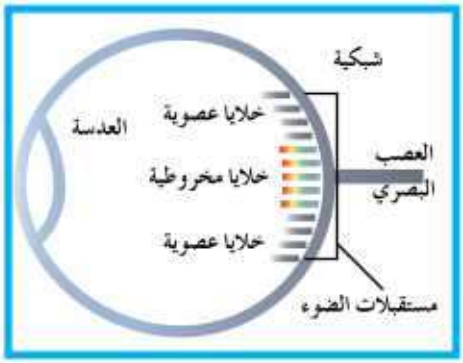
**الوحدة الثالثة:** الكيمياء الحرارية

# محتويات الفصل الدراسي الأول - القسم الأول


| | |
|---|---|
| الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرّة | 12 |
| الفصل الأوّل: الأفلاك الجزيئية | 13 |
| الدرس 1–1: الأفلاك الجزيئية | 14 |
| الفصل الثاني: الأفلاك المهجَّنة | 19 |
| الدرس 2–1: الأفلاك المهجَّنة | 20 |
| مراجعة الوحدة الأولى | 25 |
| أسئلة مراجعة الوحدة الأولى | 26 |
| الوحدة الثانية: المحاليل | 28 |
| الفصل الأوّل: المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة | 29 |
| الدرس 1–1: الماء كمذيب قوي | 30 |
| الدرس 1–2: المحاليل المائية | 33 |
| الدرس 1–3: الأنظمة المائية غير المتجانسة | 39 |

# محتويات الفصل الدراسي الأول - القسم الثاني


| | |
|---|---|
| الفصل الثاني: الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة | 44 |
| الدرس 2–1: التفاعلات في المحاليل المائية | 45 |
| الدرس 2–2: العوامل المؤثّرة على الذوبانية في المحاليل | 51 |
| الدرس 2–3: تركيب المحاليل | 59 |
| الدرس 2–4: الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل | 70 |
| مراجعة الوحدة الثانية | 75 |
| أسئلة مراجعة الوحدة الثانية | 77 |
| الوحدة الثالثة: الكيمياء الحرارية | 80 |
| الفصل الأوّل: الكيمياء الحرارية | 81 |
| الدرس 1–1: التغيّرات الحرارية | 82 |
| مراجعة الوحدة الثالثة | 93 |
| أسئلة مراجعة الوحدة الثالثة | 95 |




يُظهر مقطع من شبكة العين البشرية مستقبلات الضوء وهي بمثابة جامع للضوء. إذا تمكنّا من تكبير الأحداث الجزيئية التي تحدث في مستقبلات الضوء، سوف نرى جزيئات تغيّر أشكالها عند وقوع الضوء عليها. هذا التغيّر في الشكل هو الخطوة الأولى في عملية تُسمّى النظر. ولكن ما الذي يسيطر على أشكال الجزيئات؟

## اكتشف بنفسك

**تشكيل نماذج الجزيئات الكيميائية**

لإجراء هذا النشاط يجب توافر ما يلي: علبة نماذج ذرّات (يمكن الحصول عليها من معلّم الفصل)، جدول دوري، قلم، ورقة

1. ارسم الترتيب النقطي لجزيئي الماء ($H_2O$) وثاني أكسيد الكربون ($CO_2$).
2. اِصنع نموذجًا ثلاثي الأبعاد لكلّ من هذين الجزيئين. استخدم الكرات بحسب الألوان المتعارف عليها، مثلاً:
   ● للكربون، ○ للهيدروجين، ● للأكسجين.
3. ارسم الشكل الهندسي الذي تتوقّعه لكلّ من هذين الجزيئين.
4. كرّر الخطوات 1 و2 و3 للجزيئيات $CH_4$، $NH_3$، HCl، $H_2$.
   ارسم الجدول التالي واملأ الفراغات:

| الصيغة | الترتيب النقطي للجزيء | رسم الشكل الهندسي المتوقّع | عدد أزواج الإلكترونات المشاركة في الرابطة (للذرّة المركزية) | عدد أزواج الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة (للذرّة المركزية) |
|---|---|---|---|---|
| $H_2$ | | | | |
| HCl | | | | |
| $NH_3$ | | | | |
| $CH_4$ | | | | |

5. ما هي طبيعة الجزيئات التي اخترناها في هذا النشاط؟
6. هل تتشابه الجزيئات التي تحوي نفس عدد الذرّات؟

### فصول الوحدة

الفصل الأوّل
- الأفلاك الجزيئية

الفصل الثاني
- الأفلاك المهجّنة

### أهداف الوحدة

- يستنبط نظرية رابطة التكافؤ.
- يذكر نظرية الفلك الجزيئي.
- يستخلص مفهوم تكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π.
- يستنتج عملية تهجين الأفلاك.
- يشرح كيفية تكوين الروابط التساهمية في بعض الجزيئات باستخدام الأفلاك المهجّنة.

### معالم الوحدة

**اكتشف بنفسك:** تشكيل نماذج الجزيئات الكيميائية

**علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا:** خرائط الوصف التفصيلي للتضاريس والصفات السطحية (الخرائط الطبوغرافية)

# الأفلاك الجزيئية
# Molecular Orbitals

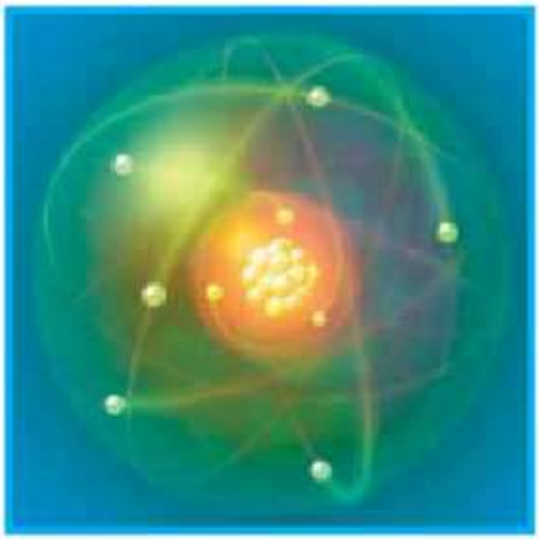
**دروس الفصل**

الدرس الأوّل

- الأفلاك الجزيئية

تعلّمت في السنة السابقة أنّ ذرّات العناصر تميل لأن ترتبط ببعضها بعضًا لتكوّن المركّبات، فتتكوّن الموادّ من ذرّات مرتبطة ببعضها البعض بقوى تجاذب تُعرَف بالروابط الكيميائية (الأيونية، التساهمية، التساهمية التناسقية). وتعرّفت أيضًا الرابطة التساهمية (الأحادية، الثنائية، الثلاثية).

تعود فكرة الترابط التساهمي إلى جيلبرت لويس الذي وصف الرابطة التساهمية بأنّها مساهمة أزواج الإلكترونات بين الذرّات. يفترض نموذج لويس للرابطة التساهمية أنّ كلّ زوج من إلكترونات الترابط يقع بين الذرّتين المترابطتين. ولكن، نعلم أنّه لا يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته بدقّة تامّة في الوقت نفسه لأنّ الحركة الموجية للإلكترون ليس لها مكان محدّد. يخضع تحديد مكان الإلكترون لقوانين الاحتمالات. تُسمّى منطقة الفراغ المحيطة بنواة الذرّة والتي يتواجد فيها الإلكترون بالفلك الذرّي، ويُسمّى وصف الرابطة التساهمية من خلال الأفلاك الذرّية بنظرية رابطة التكافؤ.



# الدرس 1-1

## الأفلاك الجزيئية
## Molecular Orbitals

**الأهداف العامة**

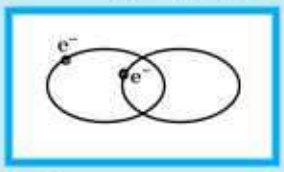
- يستنبط نظرية رابطة التكافؤ .
- يذكر نظرية الفلك الجزيئي .
- يستخلص مفهوم تكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π .

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

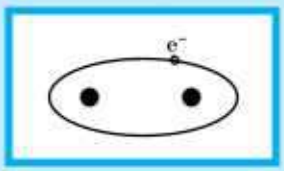
كما تعلّمت في السنة السابقة ، تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية عندما تتقاسم ذرّتان زوجًا واحدًا من الإلكترونات . وبما أنّ كلّ إلكترون ينتمي إلى فلك محدَّد ، يؤدّي تقاسم الإلكترونات إلى تداخل فلكين ، تبعًا **لنظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory التي تفترض أنّ الإلكترونات تشغل الأفلاك الذرّية في الجزيئات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

### فقرة إثرائية

- في نظرية رابطة التكافؤ ، الإلكترونات تشغل الأفلاك الذرّية في الجزيئات .




- في نظرية الفلك الجزيئي ، الإلكترونات تشغل الأفلاك الجزيئية .



## 1. أنواع التداخل Types of Overlapping

### 1.1 التداخل المحوري - الرابطة σ

### Axial Overlapping: σ – Bond

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

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

(أ) تداخل فلكين s: بنية جزيء الهيدروجين

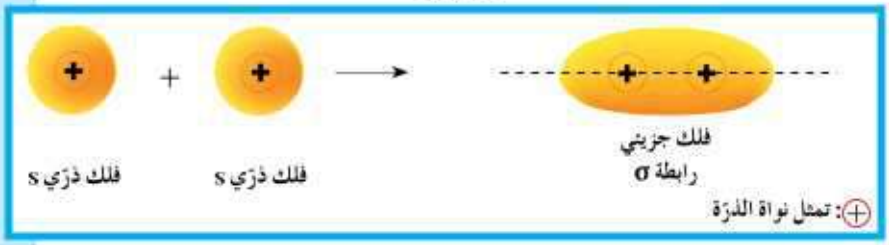
**Overlap of Two (s – Orbitals): Structure of Hydrogen Molecule**

يُعتبَر جزيء الهيدروجين من أبسط الجزيئات.

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

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

فلك 1s




شكل (2)
تداخل فلكي s لتكوين الرابطة σ

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

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

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

يُظهر الترتيب الإلكتروني لكلّ من ذرّتي H وCl ما يلي:

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

فلك 1s

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

↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑

فلك $3p_z$

**فقرة إثرائية**

تاريخ العلوم

**مصدر الرابطة سيجما "σ"**

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

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

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

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

### (ج) تداخل فلكي p: بنية جزيء الكلور

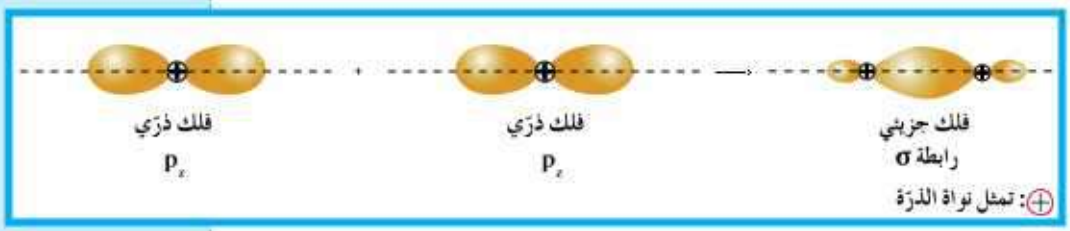
### Overlap of Two (p – Orbitals): Structure of Chlorine Molecule

يُظهر الترتيب الإلكتروني لذرّة الكلور ما يلي:

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

فلك $3p_z$

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




شكل (4)
تداخل فلكي p لتكوين رابطة سيجما σ

#### خواصّ الرابطة التساهمية سيجما σ

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

## 2. التداخل الجانبي: الرابطة باي π

## Side by Side Overlapping: π – Bond

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

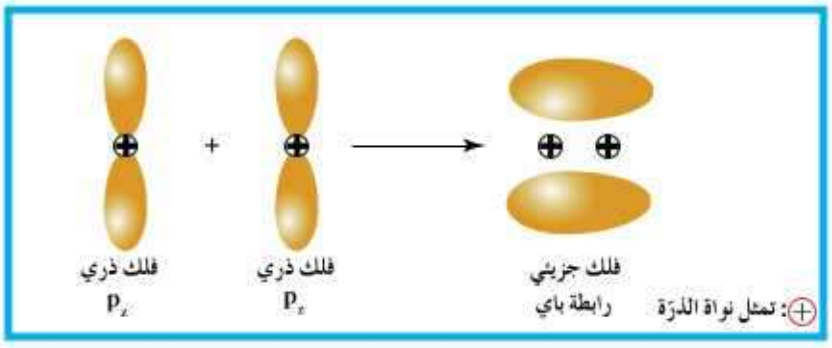
يُظهر الترتيب الإلكتروني لذرّة عنصر النيتروجين ما يلي:

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

أفلاك $2p_z$ ، $2p_y$ ، $2p_x$ ، 2s

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

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




**شكل (5)**

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

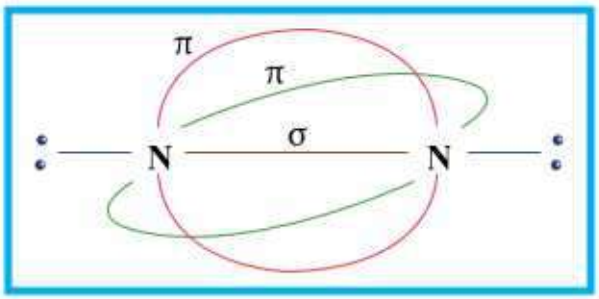
### فقرة إثرائية

### علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا

**خرائط الوصف التفصيلي للتضاريس والصفات السطحية (الخرائط الطبوغرافية)**

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

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




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

### خواصّ الرابطة التساهمية باي π

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

## مراجعة الدرس 1-1

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

# الأفلاك المهجَّنة
# Hybrid Orbitals

**دروس الفصل**

الدرس الأوّل

- الأفلاك المهجَّنة

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

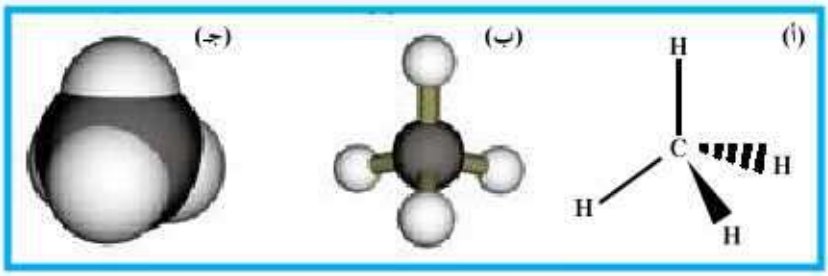
بالإضافة إلى ذلك، تحدّد أشكال الجزيئات روائح تلك الأخيرة ومذاقاتها وتأثيرها كعقاقير مخدّرة. إنّها تضبط التفاعلات التي تحدث في أجسامنا وتساهم في بقائنا على قيد الحياة، وتتحكّم بخواصّ الموادّ حولنا، بما في ذلك لونها وذوبانيّتها. وهي تساعد في تحديد ما إذا كانت مادّة ما جسمًا صلبًا أو سائلًا أو غازًا.

# الدرس 2-1

# الأفلاك المهجَّنة
# Hybrid Orbitals

**الأهداف العامة**

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




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

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

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

## 1. تهجين الأفلاك Hybridisation of Orbitals

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

يظهر الترتيب الإلكتروني لذرّة عنصر الكربون ما يلي:

(الوضع الأدنى طاقة للذرّة) $_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$ ↓↑ ↑ ↑ □

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

لدى ذرّة الكربون فلك $2p_z$ فارغ من الإلكترونات، فإذا استُثمرت كمّية كافية من الطاقة لنقل إلكترون من الفلك 2s إلى الفلك $2p_z$، ينتج فلك نصف ممتلىء. يصبح الترتيب الإلكتروني في مستوى الطاقة الخارجي في هذه الحالة كما يلي: $_6C: 2s^1 2p^3$.

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

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

## 2. نماذج التهجين Types of Hybridisation

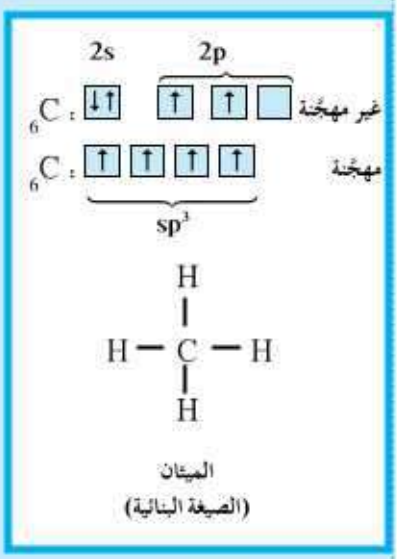
يعتمد التهجين على نوع الأفلاك التي اندمجت لتُنتِج الأفلاك المهجّنة.

### 1.2 تهجين $sp^3$: بنية الميثان $CH_4$

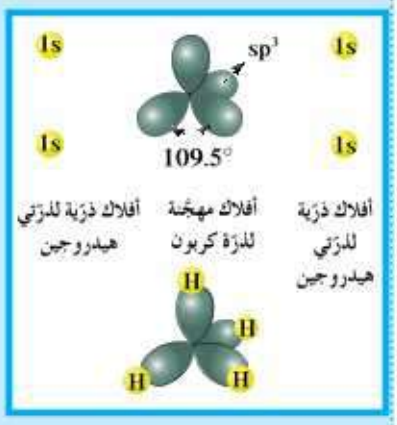
### $sp^3$ Hybridisation: Structure of Methane $CH_4$

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

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




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



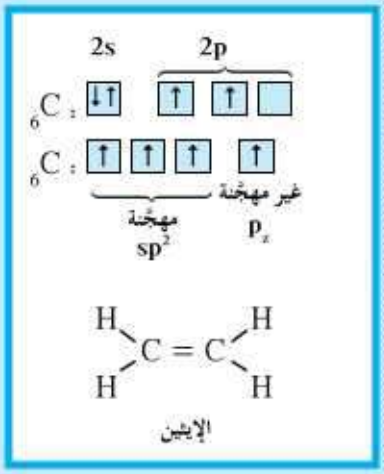

شكل (9)
في جزيء الميثان، يتداخل كلّ فلك من الأفلاك المهجّنة $sp^3$ الأربعة لذرّة الكربون مع فلك 1s لذرّة الهيدروجين. ما نوع الرابطة الناتجة، سيجما أم باي؟

## 2.2 تهجين $sp^2$: بنية الإيثين $C_2H_4$

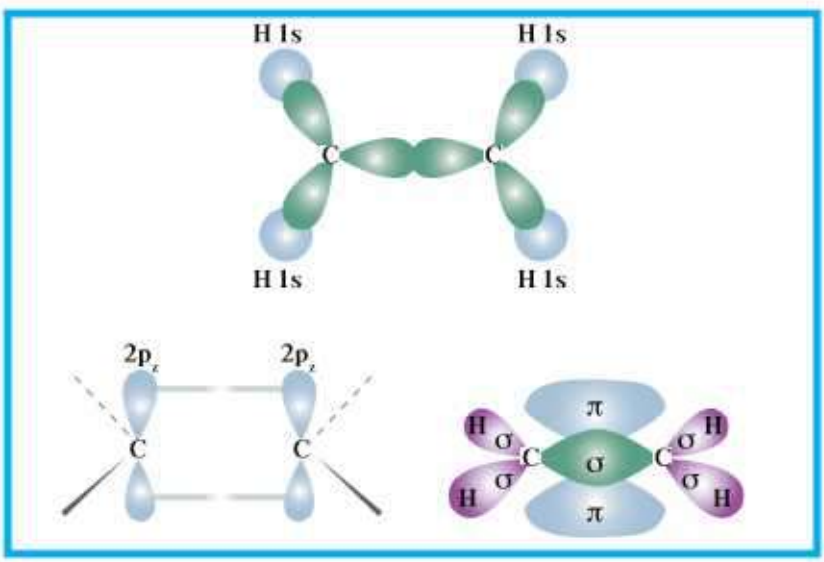
## $sp^2$ Hybridisation: Structure of Ethene $C_2H_4$

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

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




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




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

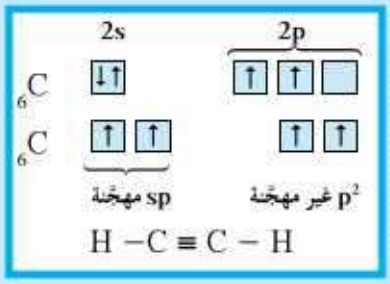
## 3.2 تهجين sp: بنية الإيثاين $C_2H_2$

## sp Hybridisation: Structure of Ethyne $C_2H_2$

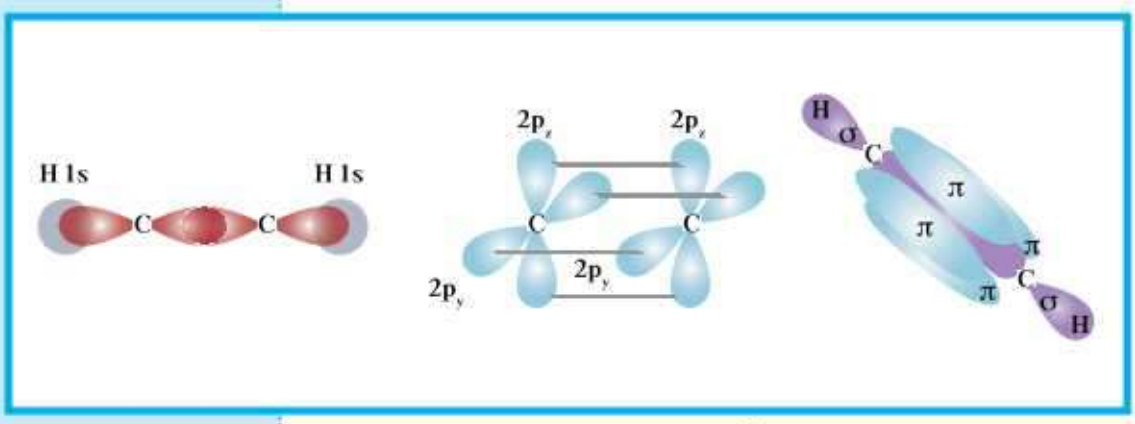
النوع الثالث من الرابطة التساهمية هي الرابطة الثلاثية كالتي تتواجد في جزيء الإيثاين (الأسيتيلين) $C_2H_2$.

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

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




شكل (12)
التغيير في الترتيب الإلكتروني للحصول على sp

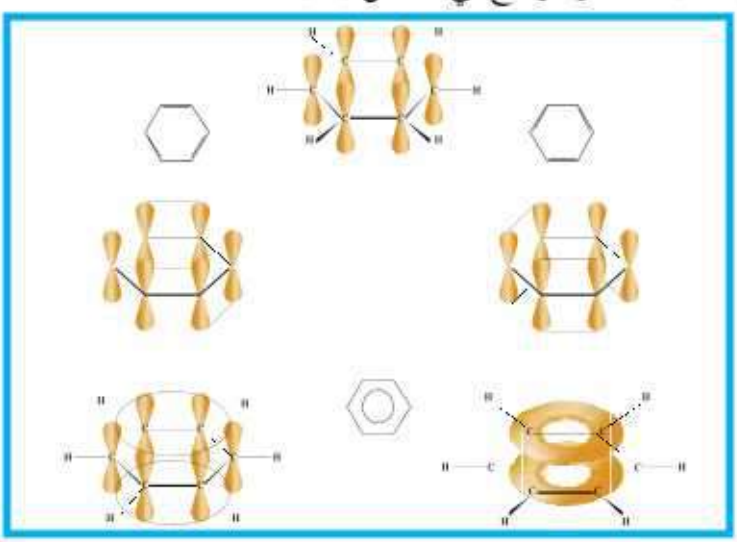



شكل (13)
في جزيء الإيثاين، يتداخل فلك مهجّن واحد sp من كلّ ذرّة كربون مع فلك 1s لذرّة الهيدروجين ليكوّن رابطة سيجما، في حين يتداخل الفلك المهجّن الآخر sp لكلّ ذرّة كربون ليكوّن رابطة سيجما بين ذرّتي الكربون C−C. ويتداخل الفلكان الذرّيان غير المهجّنين المتبقّيان من الأفلاك الذرّية p لكلّ ذرّة كربون ليكوّنا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

## 4.2 بنزين Benzene

يُعتَبر البنزين أصل المركّبات الأروماتية ومن خواصّه:

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



شكل (14)
جزيء البنزين

## مراجعة الدرس 2-1

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

# مراجعة الوحدة الأولى

## المفاهيم

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

## الأفكار الرئيسية للوحدة

### (1 – 1) الأفلاك الجزيئية

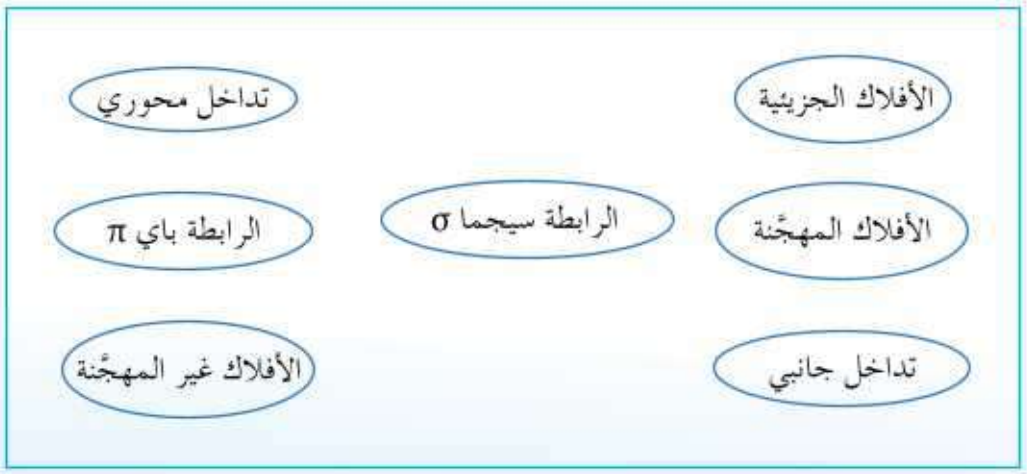
- ينتج عن التداخل المحوري رابطة تساهمية سيجما σ وعن التداخل الجانبي رابطة تساهمية باي π.
- تتألّف الرابطة التساهمية الأحادية من رابطة σ.
- تتألّف الرابطة التساهمية الثنائية من رابطة σ ورابطة π.
- تتألّف الرابطة التساهمية الثلاثية من رابطة σ ورابطتين π.

### (1 – 2) الأفلاك المهجَّنة

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

## خريطة مفاهيم الوحدة

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



### تحقق من فهمك

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

   **(أ)** $sp$

   **(ب)** $sp^2$

   **(ج)** $sp^3$
5. ما هو نوع التهجين للذرّة التي تحتها خطّ في كلّ من الجزيئات التالية؟

   **(أ)** $\underline{C}H_2Cl_2$

   **(ب)** $\underline{B}Cl_3$
6. توقّع نوع الأفلاك المهجّنة التي استُخدِمت في الذرّة المركزية، والشكل الهندسي والزاوية في المركّب $SiH_4$.

### اختبر مهاراتك

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

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

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

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

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

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

   **(هـ)** ما هو نوع التهجين لكل من ذرتي الكربون في حمض الأستيك؟
2. هل تتوزّع الذرّات بشكل صحيح في كلّ من الجزيئات التالية أم لا؟ ثمّ اكتب الترتيب الصحيح في حالة الترتيب الخطأ.

   **(أ)** $H = C = C = H$ **(ب)** $:H - O - F$

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

هنالك واحدة أو أكثر من الروابط غير الصحيحة في كلّ من الترتيبات الإلكترونية السابقة. حدّد الروابط غير الصحيحة وصحّح الخطأ، ثمّ اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من الجزيئات. حدّد نوع التهجين لكلّ من ذرتي الكربون في المركّب (أ)، علمًا أنّ: $_1H$، $_6C$، $_7N$، $_8O$، $_9F$، $_{17}Cl$، $_{53}I$.

3. يُعتبر حمض الأكساليك من الأحماض العضوية، وله صيغة جزيئية $C_2H_2O_4$. ينتج في جسم الإنسان ويتواجد بكثرة في أنواع كثيرة من النباتات. يُستخدَم هذا الحمض في تصنيع الأقمشة وفي إزالة الدهان والطلاء، كما يُستخدَم كمزيل للصدأ والترسّبات الكلسية.
حدِّد نوع التهجين لكلّ من ذرّتي الكربون. علِّل إجابتك.

4. ثلاثي فلوريد البورون هو مركّب كيميائي غير عضوي له صيغة جزيئية $BF_3$. وهو غاز سامّ لاذع عديم اللون، يتواجد بشكل أبخرة في الهواء الرطب. يُستخدَم هذا الغاز في الكيمياء العضوية وبخاصّة في تفاعلات البلمرة، كما يُستخدَم كعامل حفّاز.
فلوريد البيريليوم هو مركّب غير عضوي له صيغة جزيئية $BeF_2$، ويُستخدَم في كيمياء الحياة. يذوب فلوريد البيريليوم بسهولة في الماء وهو سامّ جدًّا.
**(أ)** أكتب الترتيب الإلكتروني لكلّ من العناصر التالية: $_9F$، $_5B$، $_4Be$ موضّحًا الأفلاك الذرّية لإلكترونات التكافؤ لكلّ منها.
**(ب)** أكتب تمثيل لويس لكلّ من العناصر التالية: F، B، Be.
**(ج)** أكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكلّ من جزيئي $BeF_2$ و $BF_3$.
**(د)** هل طبّقت قاعدة الثمانية في كلّ من هذين الجزيئين؟ إشرح.

**مشاريع الوحدة**

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

إنّنا نعيش على الكوكب الأزرق. الأزرق هو اللون الذي منحه الماء لكوكب الأرض. يؤدّي الماء دورًا حاسمًا في حياة البشر والحيوانات والنباتات، علمًا أنّ 0.3% فقط من مخزون الماء الإجمالي هي النسبة الصالحة للشرب، وأنّ هذه الكمّية الصغيرة مهدّدة بأخطار التلوّث. فمع مرور الوقت، تتضاءل كمّية الماء الصالحة للشرب نتيجة الملوّثات الكيميائية، كالمياه الملوّثة الناتجة عن الصناعة والزراعة، ومياه الصرف الصحّي المحمّلة بالمنظّفات والتي تتسرّب إلى الآبار الجوفية. لذلك يواجه العالم تحدّيات ضخمة في سبيل الحدّ من تلوّث الماء. يعود اللون الأزرق للأرض للمحاليل التي تغطّي ثلاثة أرباع سطح الكرة الأرضية. ونعني بذلك المحيطات والبحار والبحيرات وغيرها من المجاري المائية التي تشكّل في الواقع محاليل مائية تشهد على دور الماء في الحياة على هذه الأرض، وعلى دورها كمذيب.

## اكتشف بنفسك

**مشاهدة التوتّر السطحي**

لإجراء هذا النشاط يجب توفّر ما يلي:

ورق مشمّع، مسطرة، كوب، ماء صنبور، سائل للجلي.

1. ضَع ورقة مشمّعة مساحتها $51\ cm^2$ على سطح مستوٍ.
2. ضَع نقاطًا من الماء من ارتفاع حوالى 20 cm على وسط الورقة المشمّعة.
3. اضِف نقطة واحدة من سائل الجلي إلى نصف كوب ماء وحرّك محتوياته.
4. كرّر الخطوتين 1 و2 مُستخدِمًا المحلول المخفّف من السائل بدلًا من الماء.

ماذا تلاحظ عندما يسقط الماء على الورقة المشمّعة؟ وماذا تلاحظ عندما يسقط سائل الجلي المخفّف؟ استخدم النتائج التي حصلت عليها لتقترح كيفية تغيير سائل الجلي للخواصّ الفيزيائية للماء وتفسّرها. وبعد دراستك الكاملة لهذا الفصل، راجع اقتراحاتك.

### فصول الوحدة

**الفصل الأوّل**

- المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة

**الفصل الثاني**

- الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة

### أهداف الوحدة

- يصف الرابطة الهيدروجينية في جزيء ماء.
- يصف ظاهرة تندال.
- يكتب المعادلات الأيونية النهائية ويزنها.
- يعدّد العوامل المؤثّرة على معدّل ذوبانية مذاب ما.
- يحسب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف ضغط مختلِفة.
- يصف كيفية تحضير المحاليل المخفّفة من المحاليل الأكثر تركيزًا والمعلوم مولاريتها.
- يحسب الكتلة المولية لمركّب جزيئي بمعرفة الانخفاض في درجة تجمّد المركّب أو الارتفاع في درجة غليانه.

### معالم الوحدة

**اكتشف بنفسك:** مشاهدة التوتّر السطحي

**ارتباط الماء بالصحّة:** الماء ومزاولة الرياضة

**الكيمياء في خدمة البيئة:** إنّه الماء

# المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة
# Homogeneous and Heterogeneous Aqueous Solutions


**دروس الفصل**

الدرس الأوّل
- الماء كمذيب قوي

الدرس الثاني
- المحاليل المائية

الدرس الثالث
- الأنظمة المائية غير المتجانسة


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

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

# الدرس 1-1

## الماء كمذيب قوي
## Water as Universal Solvent

**الأهداف العامة**

- يصف الرابطة الهيدروجينية في جزيء ماء.

شكل (15)
صورة مأخوذة من قمر اصطناعي لكوكب الأرض

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

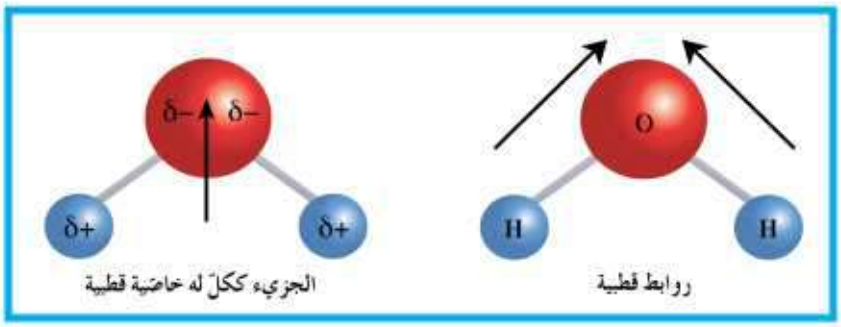
### 1. جزيء الماء Water Molecule

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

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

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

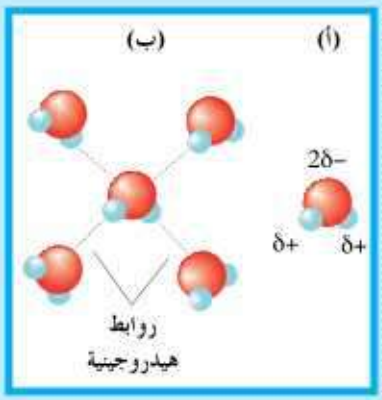
يظهر بخار الماء الناتج عن تبخّر المياه السطحية وعن المراجل (مسخّنات الماء) أو عن البراكين دائمًا في الغلاف الجوّي للأرض. والماء جزيء بسيط يتكوّن من ثلاث ذرّات مرتبطة بروابط تساهمية، بحيث تكون لكلّ رابطة تساهمية O−H خاصية قطبية بدرجة كبيرة، لأنّ الأكسجين أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. بالتالي، يجذب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




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

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

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




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

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

## مراجعة الدرس 1-1

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

## فقرة إثرائية

### ارتباط الماء بالصحة

**الماء ومزاولة الرياضة**

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

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

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

# الدرس 1-2

## المحاليل المائية
## Aqueous Solutions

**الأهداف العامة**

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

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

بالرغم من أنّنا نركّز في هذا الدرس على المحاليل السائلة ، يجدر ذكر أنّ المحاليل يمكن أن تكون أيضًا صلبة أو غازية . تُستخدم تلك الصلبة،التي تتكوّن من أشباه الفلزّات واللافلزّات ممزوجة بكمية ضئيلة من مذاب الفوسفور ، كموادّ أوّلية للصناعة الإلكترونية . وتوفّر تلك الغازية بيئات خاصة للغطّاسين وتسهيلات لتخزين الموادّ الغذائية .

ينفّذ الكيميائيون تفاعلات عدّة في المحاليل السائلة (شكل 19) ، ويرجع ذلك الى أنّ الجزيئات والأيونات تكون أكثر قدرة على الحركة في الحالة السائلة منها في الحالة الصلبة ما يمكّنها من التفاعل مع بعضها بعضًا بسرعة أكبر .

### 1. المذيب والمذاب Solvent and Solute

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

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

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

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

جدول (1)
الأنواع الشائعة من المحاليل

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

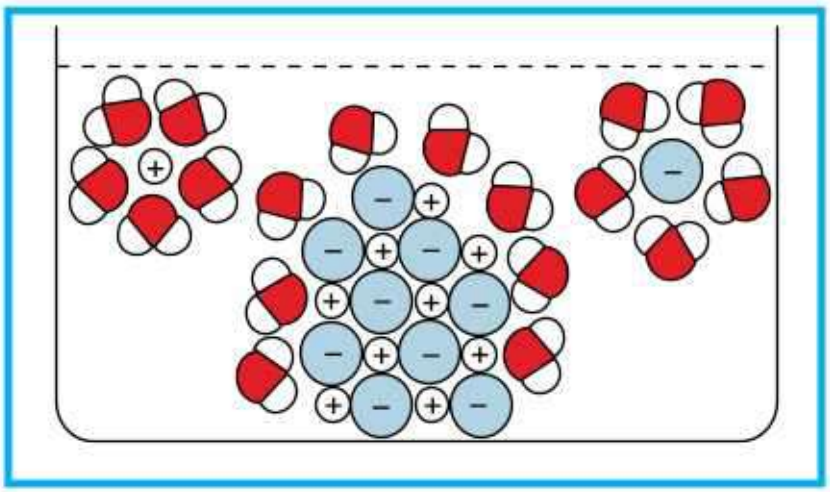
## 2. عملية الإذابة وتكوين المحلول

## Solvation and the Solution Process

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

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

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



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

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

### (ب) ذوبان المركّبات التساهمية

### Dissolution of Covalent Compounds

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

**شكل (22)**
**بقع من الزيت على سطح مياه البحر**

## 3. المركّبات الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية
## Electrolytes and Non–Electrolytes

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

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

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

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

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

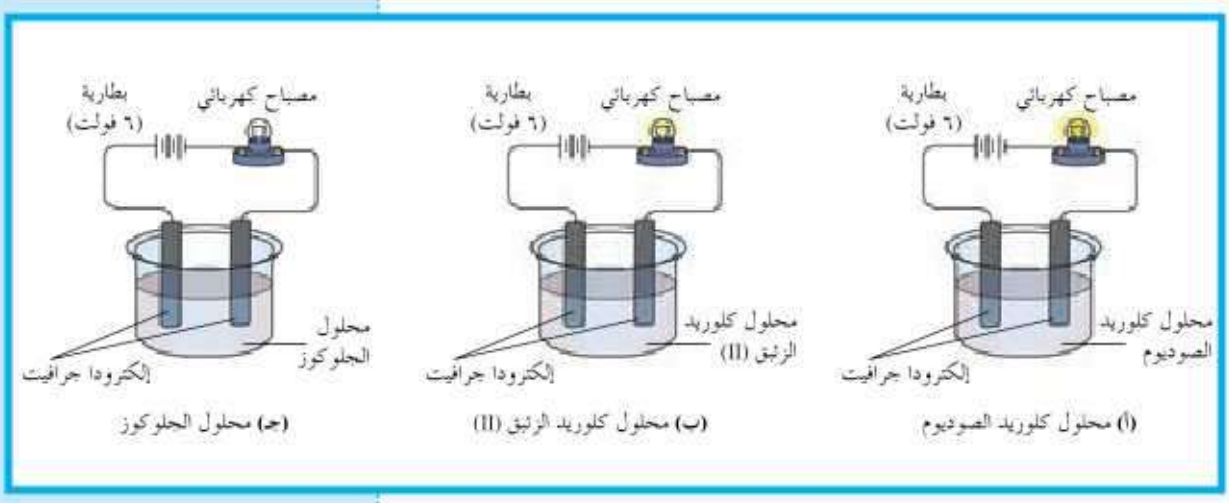
**شكل (23)**
**محلولا كلوريد الهيدروجين أو حمض الهيدروكلوريك والأمونيا هما المثال الأفضل على المركّبات التساهمية التي يُمكن أن توصل التيّار الكهربائي.**

## 1.3 الإلكتروليتات ودرجة التأين

## Electrolytes and Degree of Ionisation

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

شكل (24)
جهاز لقياس درجة التأيّن في المحلول.




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

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

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

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

## مراجعة الدرس 1-2

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

# الدرس 1-3

# الأنظمة المائية غير المتجانسة
# Heterogeneous Aqueous System

**الأهداف العامة**

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

شكل (26)
طبق من حلوى الجيلاتين

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

## 1. الموادّ المعلَّقة Suspensions

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

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

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

## 2. الغرويات Colloids

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

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

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

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

جدول (3)
بعض الأنظمة الغروية

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

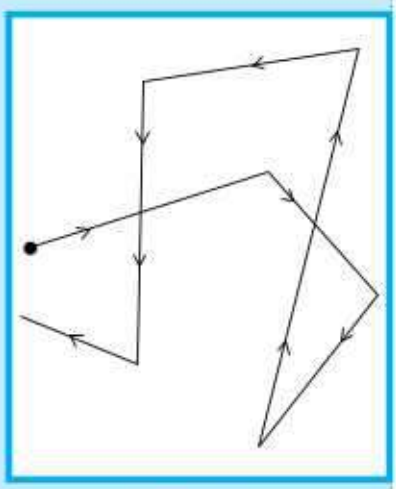
محلول غروي

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

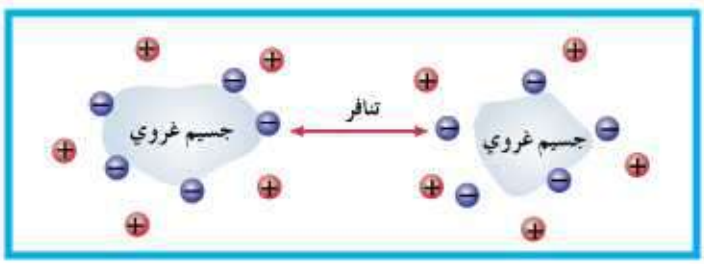
شكل (28)
اختبار الضوء الذي يوضح ظاهرة تندال، أي تشتيت الضوء في حالة الغرويات وعدم انعكاسه في حالة المحاليل المتجانسة.

## 3. الحركة البراونية Brownian Motion

**بالنظر إلى المحلول الغروي المضاء بواسطة المجهر، تظهر الجسيمات الغروية في حركة دائمة غير منتظمة وبشكل متعرّج. تُسمّى هذه الحركة الحركة البراونية Brownian Motion** نسبة إلى مكتشِفها العالِم روبرت براون Robert Brown (1772–1858). تُلخَّص الحركة البراونية باصطدام جزيئات السائل المتحرّكة بالجسيم الغروي، فتعمل على حركتها. بالتالي، تمنع هذه الاصطدامات جسيمات الغروي من الترسّب في قاع الإناء. يوضّح الشكل (29) الحركة البراونية. تُقسم الغرويات إلى محبّ للماء وكاره للماء. تحتوي الغرويات المحبّة للماء على جزيئات كبيرة مثل البروتين، تتداخل مع الماء عن طريق الأيون ثنائي قوى الاستقطاب (الكهربائية متساوية القوّة، لكن مضادّة في الشحنة وتفصل بينها مسافة قصيرة مثل حمض الأمينوإيثانويك ($H_3N^+CH_2COO^-$). أمّا الغرويات الكارهة للماء فغير ثابتة وتستطيع جزيئاتها أن تتكتّل وتتجمّع معًا، مثل قطرات الزيت على سطح الماء. ويمكن جعل المحلول الغروي الكاره للماء أكثر ثباتًا بإضافة محلول إلكتروليتي. تستطيع الأيونات الموجودة في الوسط الذي يحيط بالجسيمات الغروية أن تتجمّع وتحيط بها (تحدث عمليات امتزاز للكاتيونات أو الأنيونات على سطح الغروي الذي يجذب بدوره الأيون المخالف له، بالتالي يتواجد بالقرب منه، لذلك يحمل جسيم الغروي نوعًا واحدًا من الشحنات). قوى التنافر الإلكتروستاتيكية الموجودة بين الجزيئات تعمل على منع تكتّل الجزيئات الغروية. وهذه العملية موضّحة في الشكل (30).



شكل (29)
الحركة البراونية التي تُحدثها الجسيمات الغروية.




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

وتحمل الجسيمات الغروية لنظام غروي معيّن شحنة من نوع واحد، أي أنّ جميع جسيمات الغروي الموجودة في المحلول تكون مشحونة بالشحنة نفسها، وبالتالي ستتنافر بعضها مع بعض.

إذًا، لا يمكن أن تتجمّع هذه الأخيرة لتكوّن جزيئات أكبر، فيبقى حجمها ثابتًا أي أنّها لا تترسّب وتبقى منتشِرة خلال المحلول. وعند إضافة أيونات تختلف شحنتها عن شحنة النظام الغروي، تعمل هذه الأيونات على معادلة شحنات الغروي، فتتجمّع جسيماته لتكوّن جسيمات أكبر تترسّب في القاع. يوضّح الجدول (4) خواصّ المحلول والغروي والمعلّق.

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

**جدول (4)**
**خواصّ المحاليل والغرويات والمعلّقات**

## مراجعة الدرس 1-3

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

## فقرة إثرائية

### الكيمياء في خدمة البيئة

**إنّه الماء**

يتغيّر أحيانًا دوران الماء عن مساره العادي لأسباب لا يستطيع العلماء تفسيرها، ما يسبّب تغيّرات رئيسة في الأحوال الجوّية في أجزاء كبيرة من الكرة الأرضية. مثال على أحد هذه التغيّرات هو "أل نينو" El Nino.

يبدأ أل نينو في مياه البحار والمحيطات الواقعة شمال خطّ الاستواء حيث يسخن سطح الماء بسرعة بفعل أشعّة الشمس الساقطة عموديًّا عليه، ويميل لأن يبقى دافئًا لأنّ حرارة الماء كامنة ومرتفعة. ولأنّ الماء الدافئ أقلّ كثافة من الماء البارد، يبقى ساكنًا على سطح البحار والمحيطات.

وبالتحرّك باتّجاه الشرق، فإنّ الماء الدافئ الناتج عن أل نينو يصل إلى ساحل أميريكا الجنوبية. يبقى الماء البارد الغني بالموادّ الغذائية ساكنًا في القاع ولا يرتفع إلى أعلى بتأثير الماء الدافئ لأل نينو. بالتالي، لا تحصل النباتات والحيوانات الدقيقة على الغذاء الكافي لها، فيعاني عدد من الأسماك من نقص الطعام لأنّه يتغذى على هذه الحيوانات والنباتات الدقيقة.

ويكون تأثير المحيط على الأحوال الجوّية في العالم أكثر وضوحًا أثناء حدوث أل نينو.

# الخواصّ العامّة للمحاليل المتجانسة
# General Properties of Homogenous Solutions

الأمثلة على المخاليط كثيرة وشائعة، ويُستخدَم بعضها في الأدوية الطبّية والأدوية الزراعية، وفي المنازل والصناعة وغيرها.

تعلّمت في المراحل السابقة التمييز بين المحاليل المتجانسة (المحاليل النقية) وغير المتجانسة (الموادّ المعلّقة)، وتعرّفت أنّ المحاليل مكوّنة من مذاب ومذيب في حالات فيزيائية مختلِفة (غاز وسائل وصلب).

في المرحلة السابقة، كان التمييز بين المحاليل يرتكز على إمكانية رؤية مكوّنات المحلول أو عدم رؤيتها، وعلى معرفة سابقة بالمحلول كالحليب والدم.

في هذا الفصل، سنطرح سبب ذوبانية المذاب في المذيب، وتوقّع ذوبانية المذاب أو عدم ذوبانيته من خلال قواعد الذوبانية. سيساعدك ذلك على توقّع الرواسب في حال تفاعل محلولين. وسيوجّهك هذا التفاعل الكيميائي نحو كتابة المعادلة الأيونية النهائية.

ولدراسة هذه المعادلات الكيميائية، ستتعلّم أن تحسب التركيز بطرائق مختلِفة: النسبة المئوية الكتلية، النسبة المئوية الحجمية، الكسر المولي، المولارية، والمولالية. تجدر الإشارة إلى أنّك تستطيع تحضير محاليل تركيزها أقلّ من المحلول المعيار من خلال التخفيف. وانطلاقًا من معرفة المذيب والمولالية ستتمكّن من حساب التغيير بدرجة غليان المحلول ودرجة تجمُّد المحلول.

**دروس الفصل**


الدرس الأوّل
- التفاعلات في المحاليل المائية

الدرس الثاني
- العوامل المؤثّرة على الذوبانية في المحاليل

الدرس الثالث
- تركيب المحاليل

الدرس الرابع
- الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل

# الدرس 2-1

## التفاعلات في المحاليل المائية
## Reactions in Aqueous Solutions

**الأهداف العامة**

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

شكل (31)
أحد المعالم الطبيعية المثيرة للدهشة

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

## 1. المعادلة النهائية لتفاعل الترسيب

## Net Equation for Precipitation Reaction

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

### 1.1 إذابة مركّب أيوني في الماء

### Dissolution of Ionic Compound in Water

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

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

تختلف ذوبانية المركّبات الأيونية في الماء، فمنها ما هو ذو ذوبانية عالية، ومنها ما هو قليل الذوبانية ومنها مركّبات لا تذوب أبدًا. ونكتب في المعادلات الكيميائية المركّبات الصلبة التي لا تذوب، حتّى لو كانت في المحلول.
وفي التفاعلات الكيميائية الترسيبية، تكون معرفة بعض الوقائع أو الحقائق عن ذوبانية مركّبات أيونية مختلِفة أساسية لكتابة المعادلة الكيميائية لتوقّع حصول راسب وتحديد هويّته.

### 2.1 قواعد الذوبانية Laws of Solubility

قد يعتقد البعض أنّ معرفة ألوان بعض الترسّبات تكفي لتوقّع تكوّن راسب من خلال تفاعل كيميائي. في الواقع، هذا لا يكفي في التفاعلات الكيميائية المرتبِطة بمزج محاليل مائية. ففي هذه التفاعلات يتمّ الاعتماد على إرشادات **قواعد الذوبانية Laws of Solubility** التي يمكن من خلالها توقّع حصول راسب، وبالتالي معرفة المركّب الذي يُكتَب في المعادلة الكيميائة على شكل صلب.
إنّ درجة ذوبان المركّبات الأيونية مختلِفة، فمنها ما يذوب في الماء، وبعضها شحيح (قليل) الذوبان أو لا يذوب.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

## 3.1 تحديد الراسب Precipitate Determination

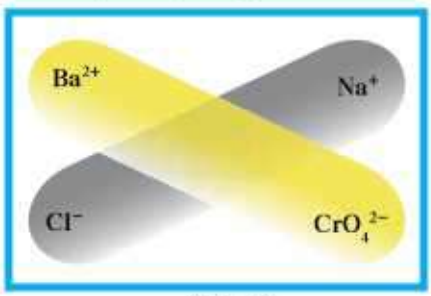
لنحدّد الراسب في تفاعل ترسيب، يجب اتّباع خطوات عدّة مع الاستعانة بقواعد الذوبانية الموضّحة سابقًا. لتحديد الراسب عند مزج محلولي كلوريد الباريوم وكرومات الصوديوم مثلًا، يجب اتّباع الخطوات التالية:

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

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

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

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




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

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

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

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

5. كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعلات الترسيب:

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

## 4.1 المعادلة الأيونية النهائية Net Ionic Equation

كيف نكتب المعادلة الأيونية النهائية لتفاعل الترسيب؟

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

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

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

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

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

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

## مثال (1)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

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

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

صيغ المتفاعلات: NaI و $Pb(NO_3)_2$.

النواتج المتوقّعة: $NaNO_3$ و $PbI_2$.

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

المعادلة الموزونة لهذا التفاعل الترسيبي هي:

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

المعادلة الأيونية هي:

$$(Pb^{2+}_{(aq)} + 2NO^-_{3(aq)}) + 2\ (Na^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}) \rightarrow PbI_{2(s)} \downarrow + 2\ (Na^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)})$$

الأيونات المتشابهة هي: $NO_3^-$ و $Na^+$.

المعادلة الأيونية النهائية هي:

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

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنى؟**

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

## أسئلة تطبيقية وحلّها

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

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

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

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

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

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

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

## مراجعة الدرس 2-1

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

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

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

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

2. اكتب المعادلات الأيونية النهائية لكلّ من التفاعلات التالية:

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

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

3. حدّد الأيونات المتشابهة لكلّ تفاعل في السؤال السابق.

4. عيّن الراسب المتكوّن عند خلط المحاليل التالية:

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

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

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

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

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

# الدرس 2-2

## العوامل المؤثّرة على الذوبانية في المحاليل
## Factors Affecting Solubility in Solutions

**الأهداف العامة**

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

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

الأمثلة على المحاليل في حياتنا اليومية كثيرة، فمنها الهواء والشامبو والقهوة والعصير ومساحيق التنظيف. حتّى الماء الذي نشتريه يوميًّا ليس ماءً صافيًا، إنّما يحتوي على معادن وأيونات ومركّبات تختلف باختلاف مصدر الماء والصخور الذي ضُخَّ منها (الشكل 34).

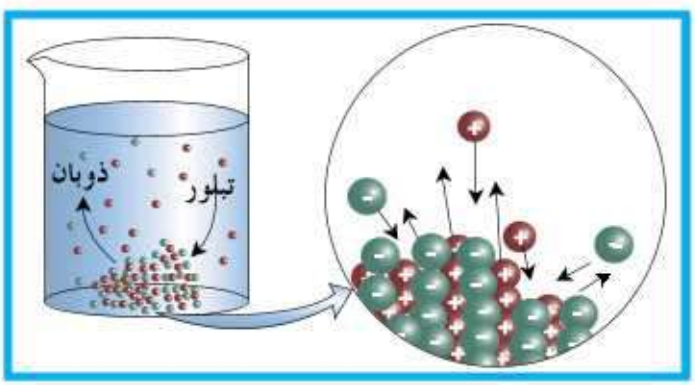
عندما تُصنَع المثلّجات، يُحاط الإناء الذي توضَع فيه بإناء أوسع منه، يحتوي على خليط من الثلج والماء وملح الطعام. هل تعلم أهمّية إضافة ملح الطعام إلى خليط الثلج والماء؟

هل لاحظت أنّ السكّر المتبلّر يذوب في الماء أسرع من مكعّبات السكّر عندما تحضّر الشاي المثلّج أو عصير الليمون المثلّج، في حين يذوب كلاهما أسرع في الشاي الساخن أو عندما تحرّك الخليط؟

## 1. المحلول المشبّع Saturated Solution

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

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




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

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

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

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

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

**شكل (36)**
**الزيت والخل**

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

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

## 2. العوامل المؤثّرة على ذوبانية المركّبات
## Factors Affecting Compounds' Solubility

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

### 2.1 الخلط أو المزج والتقليب Mixing

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

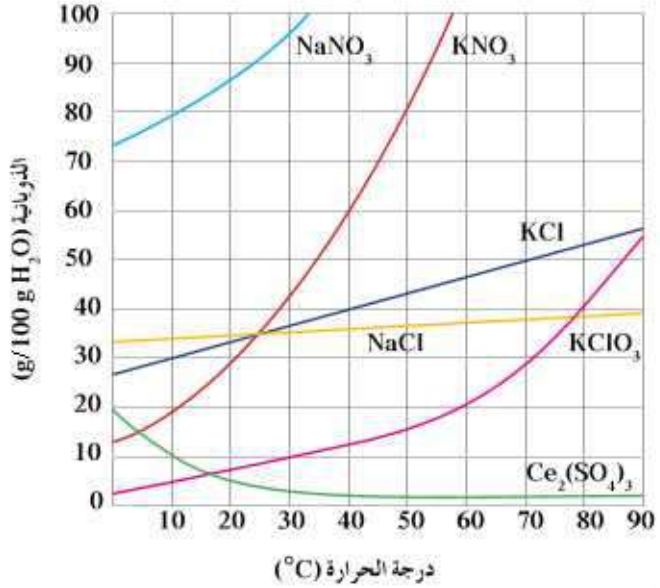
### 2.2 الطحن أو مساحة السطح Crushing or Surface Area

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

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

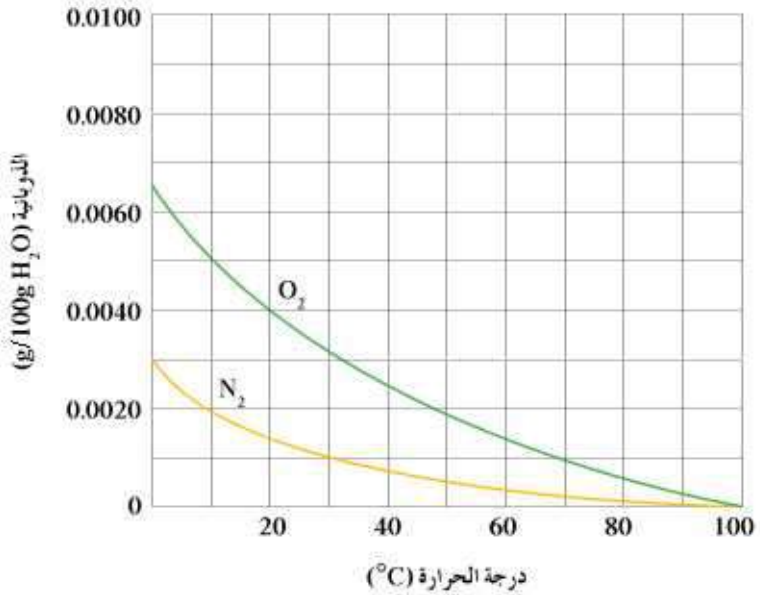
### 2.3 درجة الحرارة Temperature

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




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

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




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

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

## 4.2 الضغط Pressure

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

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

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

## قانون هنري Henry's Law

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

ويمكن كتابة هذا القانون باستخدام المعادلة الرياضية التالية:

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

### مثال (1)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:**

$P_1 = 3.5 \text{ atm}$

$S_1 = 0.77 \text{ g/L}$

$P_2 = 1.0 \text{ atm}$

**غير المعلوم:**

$S_2 = ? \text{ g/L}$

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

## تابع مثال (1)

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

باستخدام قانون هنري لإيجاد قيمة $S_2$:

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

بالتعويض عن القيم المعلومة في المعادلة السابقة نحصل على:

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

$$S_2 = 0.22\ g/L$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنًى؟

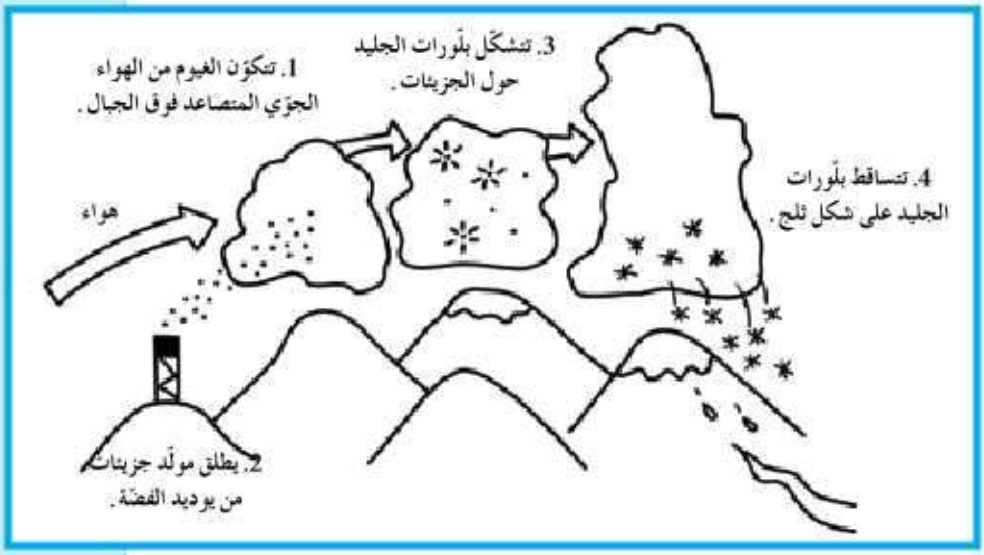
انخفض ضغط الغاز من 3.5 atm إلى 1.0 atm، لذلك يجب أن تنخفض ذوبانية الغاز، وهذا ما يتوافق مع النتيجة التي حصلت عليها. ونظرًا إلى أنّ الضغط الجديد يساوي حوالى 1/3 الضغط الأصلي، تكون الذوبانية الجديدة حوالى 1/3 الذوبانية الأصلية، وهذا ما يتوافق مع الإجابة التي توصّلنا إليها.

## 3. محلول فوق مشبّع Supersaturated Solution

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

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

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




شكل (41)
الأمطار الاصطناعية

## أسئلة تطبيقية وحلّها

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

## مراجعة الدرس 2-2

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

# الدرس 2-3

## تركيب المحاليل
## Solutions' Composition

**الأهداف العامة**

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

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

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

## 1. النسب المئوية للمحاليل

## Percentages in Solutions

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

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

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

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

وتجدر الإشارة إلى أنّ:

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

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

والمعادلة التي تُقاس من خلالها النسبة المئوية الحجمية هي:

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

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

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

## مثال (1)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:**

حجم الإيثانول = 85 mL

حجم المحلول = 250 mL

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

**غير المعلوم:**

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

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

ضع القيمة المعلومة في المعادلة واستنتج غير المعلوم.

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

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

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

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

## أسئلة تطبيقية وحلّها

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

   **الحلّ:** 5% (V/V)

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

   **الحلّ:** 12 mL

## 2. التركيز Concentration

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

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

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

### 2.1 المولارية Molarity

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

يمكن حساب هذا التركيز من خلال المعادلة الرياضية التالية:

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

ويمكن كتابة هذه المعادلة $\mathrm{M\ or\ C} = \frac{\mathrm{n\ (mol)}}{\mathrm{V\ (L)}}$ علمًا أنّ:

$$\text{عدد مولات المذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{الكتلة المولية للمذاب}} \quad \text{أي} \quad \mathrm{n} = \frac{\mathrm{m_s}}{\mathrm{M.wt.}}$$

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

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

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

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

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

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

## مثال (2)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:**

تركيز المحلول = 0.9 g/100 mL

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

**غير المعلوم:**

تركيز المحلول = ?M

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

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

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

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

$$= 0.105\ \text{mol/L} = 0.105\ \text{M}$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

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

## أسئلة تطبيقية وحلّها

1. احسب مولارية محلول حجمه 2 L ويحتوي على 36 g جلوكوز، علمًا أنّ الكتلة المولية للجلوكوز هي 180 g/mol .

الحلّ: 0.1 M

2. احسب مولارية محلول حجمه 250 mL ويحتوي على 0.70 mol NaCl، علمًا أنّ الكتلة المولية لكلوريد الصوديوم هي 58.44 g/mol .

الحلّ: 2.8 M

3. كم عدد مولات نيترات الأمونيوم الموجودة في 335 mL من محلول $NH_4NO_3$ تركيزه 0.4 M، علمًا أنّ الكتلة المولية هي 80 g/mol؟

الحلّ: 0.134 mol

4. كم عدد مولات المذاب الموجودة في $CaCl_2$ من محلول 250 mL تركيزه 2 M؟ احسب عدد جرامات $CaCl_2$ في هذا المحلول، علمًا أنّ الكتلة المولية لكلوريد الكالسيوم هي 111 g/mol .

الحلّ: 0.50 mol $CaCl_2$، 55.5g $CaCl_2$

## 2.2 المولالية Molality

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

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

ويمكن كتابة المعادلة بالطريقة التالية:

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

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

لاحظ أنّ المولالية تختلف عن المولارية. فالمولالية تشير إلى عدد مولات المذاب المذابة في 1 kg من المذيب، بينما تشير المولارية إلى عدد مولات المذاب المذابة في 1 L من المحلول. وفي حال استخدام الماء كمذيب، فإنّ 1000 g أو 1 kg من الماء تساوي حجم 1000 mL أو 1 L.
يمكنك تحضير محلول تركيزه مولال واحد (1 m) من الجلوكوز على سبيل المثال، وذلك بإضافة مول واحد (180 g) من الجلوكوز إلى 1000 g من الماء.

## مثال (3)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:**

كتلة الماء = 500 g

تركيز المحلول = 0.06 m

كتلة KI المولارية = 166.1 g/mol

**غير المعلوم:**

كتلة المذاب =؟ g

طبقًا لتعريف المولالية، يجب أن يحتوي المحلول النهائي على 0.06 mol KI لكلّ 1000 g $H_2O$. استخدم المولية كمعامل تحويل للتحويل من كتلة الماء إلى عدد مولات المذاب (KI)، ثمّ استخدم الكتلة المولية لـ KI للتحويل من مول KI إلى جرام KI.

**الخطوات:**

كتلة الماء ← مول KI ← جرام KI

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

$$500\ g\ H_2O \times \frac{0.06\ mol\ KI}{1000\ g\ H_2O} \times \frac{166.1\ g\ KI}{1\ mol\ KI} = 5\ g\ KI$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

يُحضَّر محلول 1 m KI نتيجة إذابة الكتلة المولية لـ 166.1 g KI في 1000 g من الماء. والتركيز المولالي المطلوب هو 0.06 m، أي حوالى 1/20 من تلك القيمة (1 m). لذا، نتوقّع أن تكون كتلة KI أقلّ من كتلته المولية.

## 3.2 الكسر المولي Mole Fraction

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

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

### مثال (4)

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

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

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

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

احسب عدد مولات السكّروز $n_A$ والماء $n_B$

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

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

احسب الكسر المولي

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

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

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

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

## 4.2 التخفيف Dilution

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

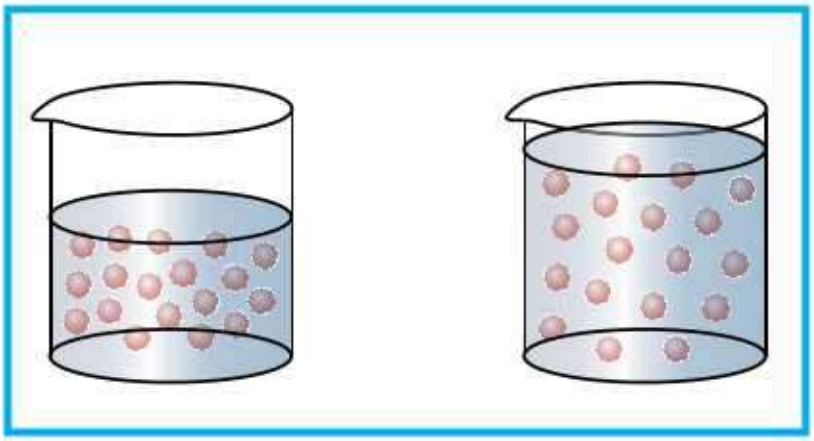
عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف

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

لذلك يمكننا أن نكتب:

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

الحالة القياسية الحالة الجديدة



شكل (44)

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

## مثال (5)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:**

$C_1 = 2\ M\ MgSO_4$

$C_2 = 0.4\ M\ MgSO_4$

$V_2 = 100\ mL\ MgSO_4$

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

**غير المعلوم:**

حجم محلول $MgSO_4$ مولاريته $2\ M = ?\ mL$

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

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

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

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

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

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

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

## مراجعة الدرس 2-3

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

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

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

# الدرس 2-4

## الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل
## Calculations Related to Solutions Properties

**الأهداف العامة**

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

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

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

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

### 1. الخواصّ المُجمَّعة (التجمّعية)
### Colligative Properties

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

فعند إضافة القليل من مادّة غير متطايرة وغير إلكتروليتية إلى الماء، يقلّ الضغط البخاري وترتفع درجة الغليان عن 100 °C وتنخفض درجة التجمّد عن 0 °C.

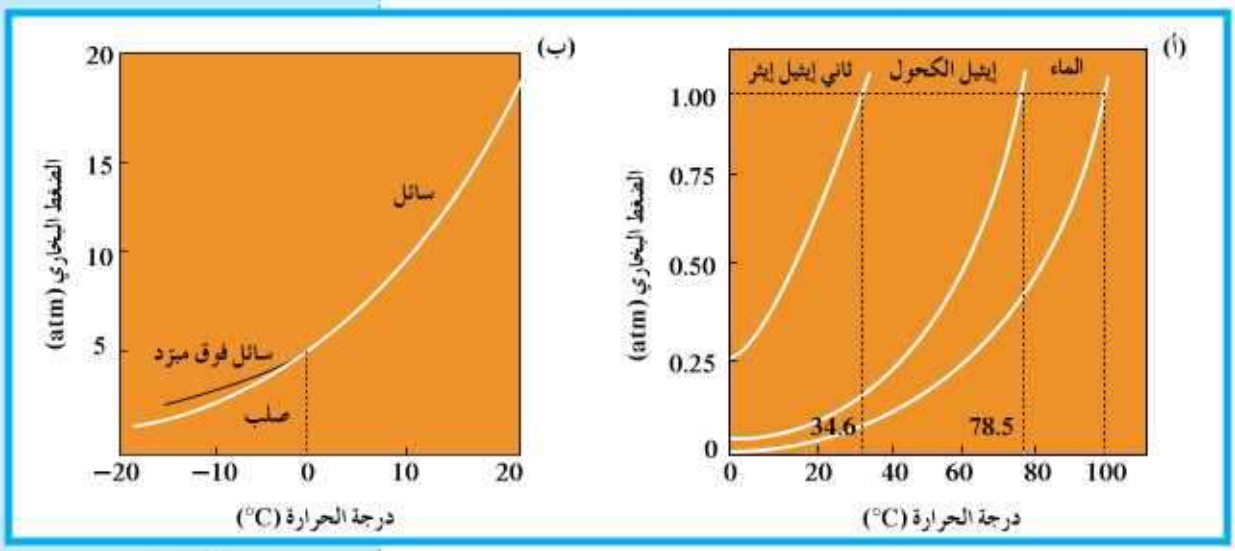
غالبًا ما يكون الارتفاع في درجات الغليان والانخفاض في درجات التجمّد قيمًا صغيرة للغاية.

## 1.1 الانخفاض في الضغط البخاري
## Decrease in Vapour Pressure

الضغط البخاري هو ضغط البخار على السائل عند حدوث حالة اتزان بين السائل وبخاره عند درجة حرارة معيّنة.

لكلّ سائل نقي ضغط بخاري معيّن عند درجة حرارة معيّنة كما هو موضّح في الشكل (46). لكن ماذا يحدث عند إذابة مادّة غير متطايرة وغير إلكتروليتية (مركّب تساهمي) في مذيب سائل؟ في هذه الحالة سوف يقلّ الضغط البخاري للمحلول عن الضغط البخاري للسائل النقي عند درجة الحرارة نفسها، ويرجع ذلك إلى أنّ بعض جسيمات المذاب تحلّ محلّ بعض جزيئات المذيب الموجودة على سطح المحلول وبالتالي يقلّ عدد جزيئات المذيب التي يمكنها الانطلاق إلى الحالة الغازية فيقلّ، في هذه الحالة، الضغط البخاري للمحلول عن الضغط البخاري للسائل النقي.

يُلاحَظ وجود علاقة طردية بين الضغط البخاري وكلّ من الارتفاع في درجة الغليان والانخفاض في درجة التجمّد.




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

## 2.1 الارتفاع في درجة الغليان Boiling–Point Elevation

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

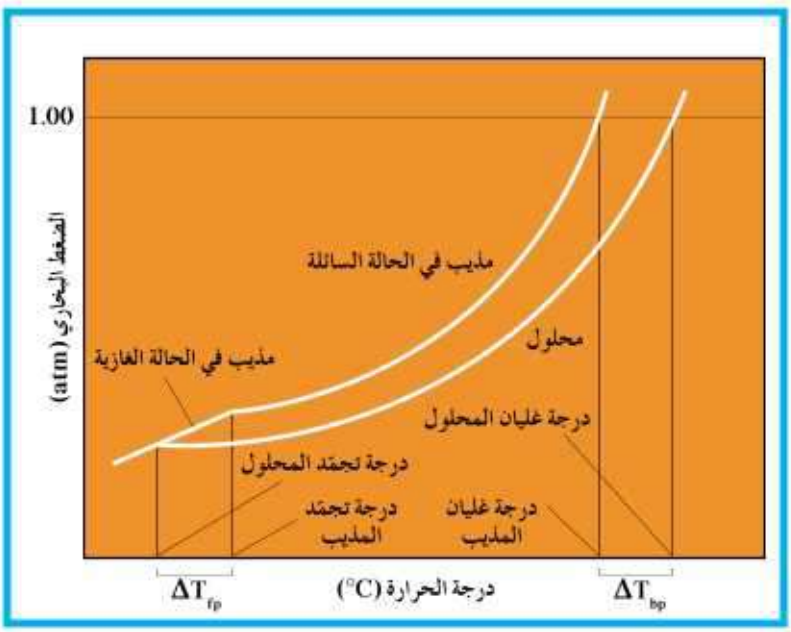
التغيّر في درجة الغليان ($\Delta T_{bp}$) هو عبارة عن الارتفاع في درجة غليان المذيب وتَساوي الفرق بين درجة غليان المحلول ودرجة غليان المذيب النقي (شكل 47)، والمقدار (m) هو التركيز المولالي للمحلول ($\alpha$ m) ($\Delta T_{bp}$). وعند حذف علامة التناسب ووضع مقدار ثابت $K_{bp}$ في العلاقة السابقة، نحصل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

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

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

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

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




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

## مثال (1)

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

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:**

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

$K_{bp}$ للماء = 0.512 °C/m

**غير المعلوم:**

درجة الغليان = ؟°C

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

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

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

$$0.512 \frac{^\circ C}{m} \times 1.5\ m = 0.77\ ^\circ C$$

درجة غليان هذا المحلول:

$$100.77\ ^\circ C = 0.77\ ^\circ C + 100\ ^\circ C$$

3. **قيّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

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

## أسئلة تطبيقية وحلّها

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

**الحلّ:** 100.45 °C

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

**الحلّ:** 200 g سكروز

### 3 . 1 الانخفاض في درجة التجمّد Freezing–Point Depression

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

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

يمثّل التغيّر في درجة التجمّد ($\Delta T_{fp}$) الانخفاض في درجة تجمّد المذيب، ويساوي الفرق بين درجة تجمّد المحلول ودرجة تجمّد المذيب، والمقدار (m) هو التركيز المولالي للمحلول. **ويُعرف المقدار الثابت ($K_{fp}$) بثابت التجمّد المولالي (الجزيئي) Molal Freezing–Point Depression Constant، وهو يساوي التغيّر في درجة تجمّد محلول تركيزه مولالي واحد لمذاب جزيئي وغير متطاير.** ووحدة المقدار الثابت $K_{fp}$ هي °C/m.

يوضّح الجدول (8) قيم ثابت التجمّد المولالي للماء وبعض المذيبات الأخرى.

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

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

## أسئلة تطبيقية وحلّها

1. تنخفض درجة تجمّد الماء إلى 0.390 °C− عندما يُذاب 3.9 g من مذاب جزيئي وغير متطاير في 475 g من الماء. احسب الكتلة المولية للمذاب.
   الحلّ: 39.2 g/mol
2. محلول يحتوي على 16.9 g من مركّب جزيئي وغير متطاير في 250 g من الماء، ودرجة تجمّده 0.744 °C−.
   ما هي الكتلة المولية للمذاب؟
   الحلّ: 169 g/mol

## مراجعة الدرس 2–4

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

# مراجعة الوحدة الثانية

## المفاهيم

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

## الأفكار الرئيسية للوحدة

### (1–1) الماء كمذيب قوي

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

### (1–2) المحاليل المائية

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

### (1–3) الأنظمة المائية غير المتجانسة

- الموادّ المعلّقة هي جسيمات في خليط غير متجانس تترسّب في قاع الإناء إذا تُرِكت لفترة من الزمن.

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

### (2–1) التفاعلات في المحاليل المائية

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

### (2–2) العوامل المؤثّرة على الذوبانية في المحاليل

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

### (2–3) تركيب المحاليل

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

### (2–4) الحسابات المتعلّقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل

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

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

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

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

### خريطة مفاهيم الوحدة

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

### تحقق من فهمك

1. ميّز المكوّنين اللذين يتكوّن منهما المحلول واذكر اسمهما.
2. اشرح لماذا لا يستقرّ المكوّن الذائب في قاع المحلول.
3. وضّح معنى كلّ من الامتزاج وعدم الامتزاج.
4. عرّف كلًّا ممّا يلي: الذوبانية، محلول مُشبّع، محلول غير مُشبّع.
5. ما هي كتلة $AgNO_3$ التي يمكن إذابتها في 250 g من الماء عند درجة 20 °C (ذوبانية $AgNO_3$ عند درجة 20 °C تُساوي 216 g/ 100 g $H_2O$)؟
6. ما هي التغيّرات التي يمكن ملاحظتها عند تبريد محلول مُشبّع من نيترات الصوديوم؟
7. هل يمكن اعتبار المحلول فوق مُشبّع إذا احتوى على جزء من المادّة المذابة غير ذائبة؟ فسّر إجابتك.
8. ذوبانية غاز الميثان (المكوّن الرئيسي للغاز الطبيعي) في الماء عند درجة 20 °C وضغط 1 atm تساوي 0.026 g/L. ما هي ذوبانية الغاز عند 0.6 atm باعتبار أنّ درجة الحرارة ثابتة.
9. احسب مولارية كلّ من المحاليل التالية:
   **(أ)** 1 mol KCl في 750 mL من المحلول. **(ب)** 0.5 mol $MgCl_2$ في 1.5 L من المحلول.
10. احسب عدد المولات والجرامات من المذاب في كلّ من المحاليل التالية:
    **(أ)** 1 L من محلول NaCl تركيزه 0.5 M. **(ب)** $5 \times 10^2$ mL من محلول $KNO_3$ تركيزه 2 M.
    **(جـ)** 250 mL من محلول $CaCl_2$ تركيزه 0.1 M.
11. ما هي درجة غليان كلّ من المحاليل التالية (علمًا أنّ $K_{bp} = 0.512$ °C/m)؟
    **(أ)** 0.5 mol جلوكوز في 1000 g $H_2O$. **(ب)** 1.5 mol $C_2H_6O_2$ في 1000 g $H_2O$.
12. اشرح كيف يمكنك تحضير محلول ميثانول ($CH_3OH$) علمًا أنّ الكسر المولي للميثانول في المحلول يساوي 0.4.
13. وضّح الفرق بين محلولين، أحدهما تركيزه 1 M والآخر تركيزه 1 m.
14. ما هي درجة تجمّد كلّ من المحاليل التالية (علمًا أنّ $K_{fp} = 1.86$ °C/m)؟
    **(أ)** 1.4 mol $C_4H_{10}O$ في 1750 g $H_2O$. **(ب)** 0.6 mol $C_{12}H_{22}O_{11}$ في 100 g $H_2O$.
15. احسب التغيّرات في درجة التجمّد والغليان لمحلول يحتوي على 12 g من النفثالين $C_{10}H_8$ مذاب في 50 g من البنزين (علمًا أنّ $K_{fp} = 5.12$ °C/m و $K_{bp} = 2.53$ °C/m).
16. ذوبانية بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ في الماء عند درجة 20 °C تساوي 9.6 g/100 g $H_2O$. ما هو الكسر المولي لبيكربونات الصوديوم (كربونات الصوديوم الهيدروجينية) في المحلول المُشبّع؟ وما هي مولاليته؟
    علمًا أنّ: (H)= 1، (C)= 12، (O)= 16، (Na)= 23
17. إذا اعتبرنا محلول NaCl تركيزه 0.15 m، فما هو الكسر المولي للمذاب والكسر المولي للمذيب في هذا المحلول؟
18. محلول دافئ يحتوي على 50 g KCl مذاب في 130 g من الماء تمّ تبريده إلى 20 °C.
    إذا علمت أنّ ذوبانية KCl في الماء تساوي $\frac{34 \text{ g KCl}}{100 \text{ g } H_2O}$ عند 20 °C، فأجب على الأسئلة التالية:
    **(أ)** ما هو عدد الجرامات التي تبقى ذائبة من KCl؟
    **(ب)** ما هو عدد الجرامات التي تترسّب من المحلول؟

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

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

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

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

22. وضّح بمعادلات بسيطة كيفية تأيّن أو تفكّك الموادّ التالية في الماء:
(أ) $NH_4Cl$ (ب) $Cu(NO_3)_2$ (ج) $HNO_3$
(د) $Na_2SO_4$ (هـ) $HgCl_2$

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

24. اكتب طريقتين للتمييز بين المعلّق والغروي.

25. الماء مذيب قطبي، والبنزين مذيب غير قطبي. حدّد أيًّا من المركّبات التالية يذوب في الماء وأيًّا منها يذوب في البنزين؟
(أ) السكّروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) (ب) الميثان ($CH_4$) (ج) كبريتات الصوديوم ($Na_2SO_4$)

**اختبر مهاراتك**

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

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

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

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

استنادًا إلى الرسم البياني الناتج، حدِّد ما يلي:

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

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

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

3. عيّنة من $Na_2SO_4$ حجمها 250 mL تفاعلت مع كمّية زائدة من $BaCl_2$. ما هي مولارية $Na_2SO_4$ إذا ترسّبت كمّية من $BaSO_4$ مقدارها 5.28 g؟

4. افترض أنّك تريد إذابة بلّورة كبيرة من ملح الطعام الصخري (كلوريد الصوديوم الطبيعي) في الماء. صِف ثلاث وسائل تساعدك على إذابتها بسرعة.

### مشاريع الوحدة

1. صمِّم تجربة لتعيين ذوبانية السكّر في الماء على درجة حرارة الغرفة. إذا وافق المعلّم على تصميمك، اجرِ التجربة ووضّح النتائج لزملائك في الفصل.

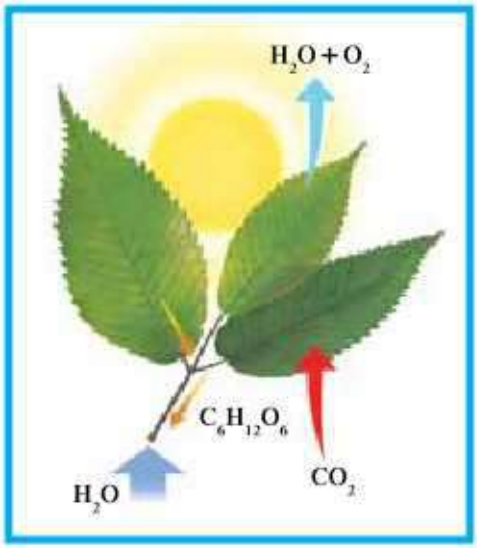
2. صمِّم تجربة لقياس الانخفاض في درجة تجمّد محلول كلوريد الصوديوم المذاب في الماء. إذا وافق المعلّم على تصميمك، اختبِر ثلاثة محاليل ذات تركيزات مختلِفة وسجِّل نتائجك في جدول أو رسم بياني.

3. احضِر ثلاثة منتجات من العصائر المختلِفة التي تحتوي على السكّر (سكّروز) كإحدى مكوّناتها، على أن تكون كمّيته معلومة في كلّ منتج. احسب مولارية السكّروز الموجودة في كلّ منتج.

4. يُستخدَم جليكول الإثيلين على نطاق واسع كمضادّ للتجمّد في المحرّكات، وبشكل خاصّ في البلاد التي تشهد بردًا قارسًا. ما هي الصفات المميّزة لهذه المادّة التي تجعل استخدامها مفيدًا من الناحية العملية؟ هل هناك موادّ كيميائية أخرى يمكن استخدامها كموادّ مضادّة للتجمّد في المحرّكات؟ وما هي المميّزات التي يمكن توافرها في هذه الموادّ الكيميائية بالمقارنة مع جليكول الإثيلين؟ اكتب تقريرًا مختصرًا عن النتائج التي توصّلت إليها.

5. غالبًا ما يُرشّ الملح على الطرقات المغطّاة بالثلج. اكتب بحثًا عن المشاكل البيئية التي قد تنتج عن ذلك، واقترح بدائل يمكن استخدامها للتحكّم بالثلج الموجود على طرق المدينة.

# الكيمياء الحرارية
# Thermochemistry




تُعتبَر الشمس المصدر المطلق للطاقة التي نستخدِمها على الأرض. تسبِّب أشعّة الشمس التفاعلات في طبقات الجوّ العليا من الأرض لتعطينا الحرارة. وتسبِّب هذه الأشعّة التفاعلات الكيميائية على سطح الأرض، وبخاصّة التفاعلات المسؤولة عن التركيب الضوئي في النباتات الخضراء. تختزن هذه التفاعلات الطاقة بشكل فاعل كي تُستخدَم لاحقًا، وأحيانًا بعد آلاف السنين، مثل الوقود الأحفوري. وتُستهلَك في بعض الأحيان آنيًا مثل الطاقة التي تنتج عن استهلاك الطعام. سنرى في هذه الوحدة كيف يمكن تتبّع تغيّرات الطاقة التي ترافق التفاعلات الفيزيائية والكيميائية.

## اكتشف بنفسك

**ملاحظة تدفّق الحرارة**

لإجراء هذا النشاط يجب أن يتوفّر ما يلي: شريط مطّاطي متوسّط الحجم.

1. ثبّت طرفي الشريط المطّاطي باستخدام إصبعي السبّابة. ضعه على شفّة الفم العليا أو جبهة الرأس بدون شدّه. لاحِظ حرارة الشريط المطّاطي.
2. ابعِد الشريط المطّاطي عن جسمك مع شدّه ومطّه بسرعة، ثمّ دعه يلامس جبهة الرأس. لاحِظ أيّ تغيّر في حرارة الشريط المطّاطي.
3. شدّ الشريط المطّاطي أقصى ما يمكن ثمّ دعه يعود إلى حجمه الأصلي. ضعه على جبهة الرأس ولاحِظ أيّ تغيّر في الحرارة.
4. هل تشعر ببرودة أم بحرارة بعد شدّ الشريط المطّاطي ووَضعه على جلدك في الخطوة 2؟ وهل تشعر ببرودة أم بحرارة عندما يعود الشريط المطّاطي إلى حجمه الأصلي في الخطوة 3؟ فكّر في التغيّرات الحرارية التي لاحظتها، واجِب عن الأسئلة التالية: ما هي الحرارة؟ في أيّ اتّجاه تتدفّق الحرارة؟ وأثناء دراستك لهذه الوحدة راجع اقتراحاتك.

### فصول الوحدة

الفصل الأوّل
- الكيمياء الحرارية

### أهداف الوحدة

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

### معالم الوحدة

**اكتشف بنفسك:** ملاحظة تدفّق الحرارة

# الفصل الأوّل

**دروس الفصل**
الدرس الأوّل
• التغيّرات الحرارية

عاش الإنسان في العصر الحجري بطريقة بسيطة. كانت الشمس والكتلة الحيوية، كالنبات والأشجار التي كان يستخدمها كوقود، توفّر احتياجاته من الطاقة. كانت مصادر الطاقة في العصر الحجري متوفّرة ومتجدّدة لأنّ الكتلة الحيوية كانت تتجدّد سنويًّا، وكانت الكثافة السكّانية قليلة. على الرغم من ذلك، اختفت هذه الحياة البسيطة وحلّت محلّها حضارة حديثة. لكن لا يمكن لهذه الحضارة البقاء والاستمرار من دون وفرة في الوقود.

إذا زالت الحاجة إلى المواصلات، تبقى حاجة وسائل الاتّصال إلى التيّار الكهربائي الذي ينتج عن حرق الوقود في مكان ما. حتّى لو توفّرت طرق أخرى للإتّصال، تحتاج أجسامنا وأدمغتنا لتبقى على قيد الحياة إلى وقود مماثل هو الطعام.

يشكّل الوقود الأحفوري جزءًا كبيرًا من الوقود الذي نستخدمه اليوم، كالغاز الطبيعي والفحم الحجري والموادّ المُستخرَجة من البترول، كوقود السيّارات والمازوت والنفط والكيروسين.

لا يتجدّد الوقود الأحفوري. فهو يُستخرَج من موادّ عضوية اضمحلّت وترسّبت في باطن الارض لملايين السنين. سوف تنفذ هذه الموادّ في يوم من الأيّام. لذلك، لكي نحسّن إدارة مصادر الطاقة ونطوّر أنواعًا جديدة من الوقود، نحن بحاجة إلى دراسة الطاقة وفهم كيفية تحريرها واستخدامها في التفاعلات الكيميائية.

# الدرس 1-1

# التغيّرات الحرارية
# Thermal Changes

**الأهداف العامة**

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

شكل (48)
الزمرّد هو حجر كريم

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

هل هناك طريقة لتعيين حرارة التفاعل بدون القيام بتفاعل حقيقي؟

## 1. الكيمياء الحرارية Thermochemistry

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

### 1.1 النظام System

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

### 2.1 المحيط Surroundings

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

الفضاء = النظام + المحيط

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

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

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

**شكل (49)**
**النظام والمحيط يشكّلان معًا الفضاء.**

### 3.1 الحرارة Temperature

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

## 2. أنواع التفاعلات Types of Reactions

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

### 1.2 التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة

### Exothermic Chemical Reactions

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

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

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

## 2.2 التفاعلات الكيميائية الماصّة للحرارة

## Endothermic Chemical Reactions

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

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

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

مثال آخر على تفاعلات ماصّة للحرارة:

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

## 3.2 التفاعلات الكيميائية اللاحرارية

## Athermic Chemical Reactions

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

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

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

**جدول (9)**

**أنواع التفاعلات الكيميائية تبعًا للتغييرات الحرارية**

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

## Heat of Reaction at Constant Pressure: Enthalpy ΔH

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

يساوي التغيّر في الإنثالبي $\Delta H$ كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلِقة خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت (جدول 10).

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H = -483.6 \text{ kJ}$$

$$2H_2O_{(g)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = 483.6 \text{ kJ}$$

كيف يتمّ حساب $\Delta H$ لتفاعل ما؟

يُحسب التغيّر في الإنثالبي $\Delta H$ لتفاعل ما بتطبيق المعادلة التالية:

| التغير في الإنثالبي لتفاعل ما | = | التغير في الإنثالبي للموادّ الناتجة | − | التغير في الإنثالبي للموادّ المتفاعلة |
|---|---|---|---|---|

| نوع التفاعل | $\Delta H$ التغيّر في الإنثالبي |
|---|---|
| ماصّ للحرارة | $\Delta H_r > 0$ |
| طارد للحرارة | $\Delta H_r < 0$ |
| لاحراري | $\Delta H_r = 0$ |

**جدول (10)**

**التغيّر في الإنثالبي بحسب نوع التفاعل**

في الأمثلة السابقة، نجد أنّ التفاعل الذي ينتج عنه $H_2O$ (الماء) له انثالبي $\Delta H$ سالبة ($\Delta H < 0$). يكون هذا التفاعل طارد للحرارة. أمّا المثال الآخر حيث يتفكّك جزيء الماء لإنتاج غاز الهيدروجين وغاز الأكسجين، فله انثالبي موجبة ($\Delta H > 0$). يكون هذا التفاعل ماصًّا للحرارة.

## 4. حرارة التفاعل Heat of Reaction

حرارة التفاعل هي كمّية الحرارة التي تنطلق أو تُمتَصّ عندما يتفاعل عدد من المولات للموادّ المتفاعِلة بعضها مع بعض خلال تفاعل كيميائي لتتكوّن موادّ ناتجة. تكون حرارة التفاعل أيضًا محصّلة تغيّرات الطاقة الناتجة عن تحطّم الروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعِلة وتكوين روابط جديدة في الموادّ الناتجة.

يمكن الإشارة أيضًا إلى أنّ حرارة التفاعل تدلّ على التغيّر في الإنثالبي لتفاعل كيميائي ما:

$$\Delta H_{(Reaction)} = \Delta H_{(Products)} - \Delta H_{(Reactants)}$$

ثمّة عدّة أنواع من حرارة التفاعل، أهمّها:

- حرارة التكوين Heat of Formation
- حرارة الاحتراق Heat of Combustion
- حرارة التعادل Heat of Neutralisation
- حرارة الانصهار Heat of Fusion
- حرارة التبخير Heat of Vapourisation

وغيرها ...

سنتطرّق خلال هذا الدرس إلى حرارة التكوين بالتفصيل، حيث ستكون هذه الحرارة عنصرًا أساسيًّا في التطبيقات الحسابية لحساب كمّية الحرارة المنطلِقة أو المُمتصّة خلال التفاعل الكيميائي.

## 5. حرارة التكوين القياسية

## Standard Heat of Formation

نجد في بعض الأحيان أنّه يصعب قياس التغيّر الحراري لتفاعل ما. ولنتجنّب مثل هذه الصعوبات، يمكننا حساب حرارة التفاعل من حرارات التكوين القياسية.

وتُعرّف **حرارة التكوين القياسية $\Delta H^\circ_f$ Standard Heat of Formation لمركّب بأنّها التغيّر في المحتوى الحراري (الإنثالبي) المصاحب لتكوين مول واحد من المركّب انطلاقًا من عناصره الأوّلية، وأنّ جميع الموادّ تكون في حالتها القياسية عند 25 °C** (الظروف القياسية هي عادة عند درجة حرارة T = 25 °C = 298 K وضغط P = 1 atm = 101.3 kPa).

يُشترط لحرارة التكوين القياسية أن:

- تُحتسب لكلّ مول من المركّب الناتج من اتحاد عناصره الأوّلية في حالته القياسية.
- تُعتبر مساوية للمحتوى الحراري للمركّب في الظروف القياسية.
- تُعتبر مساوية لصفر في الحالة العنصرية.

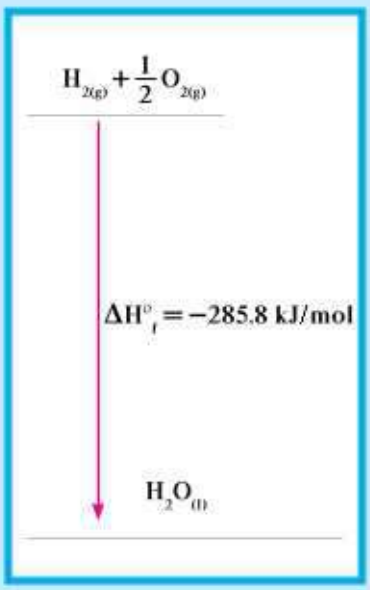
عند حساب حرارة التفاعل القياسية، نعتبر أنّ قيمة $\Delta H^\circ_f$ لعنصر ما في حالته الحرّة (الطبيعية) عند 25 °C وضغط 101.3 kPa (ظروف قياسية) تساوي صفرًا. بالطريقة نفسها، نختار نقطة الصفر للطاقة أثناء إجراء حساباتنا على أساس أنّها تلك العائدة للعناصر في حالتها الحرّة (الموقع الحقيقي لنقطة الصفر غير مهمّ لأنّنا نتكلّم عن التغيّرات في الطاقة فحسب).

فمثلًا تُساوي $\Delta H^\circ$ صفرًا للجزيئات ثنائية الذرّة التالية: $H_{2(g)}$، $N_{2(g)}$، $F_{2(g)}$، $Cl_{2(g)}$، $Br_{2(l)}$، $I_{2(s)}$، وتُساوي قيمة $\Delta H^\circ_f$ صفرًا أيضًا للجرافيت من الكربون ($C_{(graphite)}$).

ويحتوي جدول (11) قيم $\Delta H^\circ$ على بعض الموادّ الشائعة والمعروفة. هذا الجدول مفيد جدًّا لحساب حرارات التفاعل القياسية، أي عند الظروف القياسية تُساوي حرارة التفاعل القياسية $\Delta H^\circ$ (حرارة التفاعل القياسية للتغيّر الكلّي) حرارة التكوين القياسية للناتج مطروحًا منها حرارة التكوين القياسية للمادّة المتفاعِلة. يمكننا كتابة ذلك لأيّ تفاعل على النحو التالي:

$$\Delta H^\circ_{(reaction)} = \Delta H^\circ_{(Products)} - \Delta H^\circ_{(Reactants)}$$

يوضّح الجدول (11) حرارات التكوين القياسية للموادّ المتفاعِلة الهيدروجين والأكسجين والمادّة الناتجة وهي الماء. يُساوي الفرق في الحرارة ما بين الموادّ المتفاعِلة والناتجة $\Delta H^\circ_f = -285.8$ kJ/mol وهو أيضًا حرارة التكوين القياسية للماء السائل المتكوّن من غاز الهيدروجين




**شكل (50)**
**يوضّح الرسم البياني للمحتوى الحراري (الإنثالبي) حرارة التكوين القياسية للماء.**

### فقرة إثرائية

**معلومات إضافية**

- تُضاف دائرة صغيرة (°) أعلى ΔH (ΔH°) للتأكيد على الحالة القياسية وتُقرأ (نود).
- استبدِل التعريف الأخير للحالة القياسية 1 atm بـ 1 bar، حيث 1 bar = $10^5$ Pa. تغيّرت قيم كمّيات الكيمياء الحرارية قليلًا بعد هذا التعريف.

وغاز الأكسجين (شكل 50). هل قيمة المحتوى الحراري (الإنثالبي) للماء أكثر من قيم المحتوى الحراري للعناصر المكوّنة له أو أقلّ؟ ما هي الأسس الأخرى التي فسَّرْت بها إجابتك؟

| $\Delta H^\circ_f$ (kJ/mol) | المادّة | $\Delta H^\circ_f$ (kJ/mol) | المادّة | $\Delta H^\circ_f$ (kJ/mol) | المادّة |
|---|---|---|---|---|---|
| 90.37 | $NO_{(g)}$ | 0 | $Fe_{(s)}$ | −1676.00 | $Al_2O_{3(s)}$ |
| 33.85 | $NO_{2(g)}$ | −822.1 | $Fe_2O_{3(s)}$ | 30.91 | $Br_{2(g)}$ |
| −1131.10 | $Na_2CO_{3(s)}$ | 0 | $H_{2(g)}$ | 0 | $Br_{2(l)}$ |
| −411.20 | $NaCl_{(s)}$ | −241.80 | $H_2O_{(g)}$ | 1.90 | $C_{(diamond)}$ |
| 0 | $O_{2(g)}$ | −285.80 | $H_2O_{(l)}$ | 0 | $C_{(graphite)}$ |
| 142.00 | $O_{3(g)}$ | −187.80 | $H_2O_{2(l)}$ | −74.86 | $CH_{4(g)}$ |
| 0 | $P_{(s)}$ أبيض | −92.31 | $HCl_{(g)}$ | −110.50 | $CO_{(g)}$ |
| −18.40 | $P_{(s)}$ أحمر | −20.10 | $H_2S_{(g)}$ | −393.50 | $CO_{2(g)}$ |
| 0 | $S_{(s)}$ معيني | 62.40 | $I_{2(g)}$ | −1207.00 | $CaCO_{3(s)}$ |
| 30.0 | $S_{(s)}$ أحادي الميل | 0 | $I_{2(s)}$ | −635.10 | $CaO_{(s)}$ |
| −296.10 | $SO_{2(g)}$ | 0 | $N_{2(g)}$ | 0 | $Cl_{2(g)}$ |
| −395.20 | $SO_{3(g)}$ | −46.19 | $NH_{3(g)}$ | 0 | $F_{2(g)}$ |

جدول (11)
حرارات التكوين ($\Delta H^\circ_f$) عند 25°C وضغط 101.3 kPa

## 6. حرارة الاحتراق القياسية
## Standard Heat of Combustion

**حرارة الاحتراق القياسية Standard Heat of Combustion هي كمّية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادّة (عنصرية أو مركبة) احتراقًا تامًا في وفرة من الأكسجين أو الهواء الجوي عند 25 °C وتحت ضغط يعادل 1 atm**، ويشترط أن:

- تُحتسب لكلّ مول واحد من المادّة المحترقة (عنصرية أو مركّبة) في حالتها القياسية.
- يكون الاحتراق احتراقًا تامًا في وجود الهواء الجوّي أو كمّية وافرة من الأكسجين في الظروف القياسية.
- تُعتبر منطلقة وتأخذ إشارة سالبة.

## 7. قانون هس
## Hess's Law

يمكننا التكلّم عن التغيّرات الحرارية التي تحدث عند إجراء التفاعلات الكيميائية بصفة عامّة، ولكن معظم التفاعلات تحدث على خطوات متتالية، فيصعب علينا تحديد حرارة تفاعل كلّ خطوة على حدة.

إذا أردت معرفة قيمة حرارة التفاعل (الإنثالبي) لإحدى الخطوات الوسيطة من بين هذه الخطوات المتتالية، فلن تستطيع تقدير هذه القيمة بطريقة مباشرة، بل يمكنك ذلك بطريقة غير مباشرة، وذلك باستخدام **قانون هس**

**. Hess's Law**

تساوي حرارة تفاعل كيميائي ما قيمة ثابتة سواء حدث هذا التفاعل مباشرة خلال خطوة واحدة أو خلال عدّة خطوات.

يكون التغيّر في الإنثالبي لأيّ تفاعل كيميائي قيمة ثابتة حين يكون الضغط ودرجة الحرارة ثابتين، سواء تمّ هذا التفاعل في خطوة واحدة أو عدّة خطوات، على أن تكون الموادّ المتفاعِلة والموادّ الناتجة نفسها في كلّ حالة.

نظرًا لوجود عنصر الكربون على شكلين هما الجرافيت والألماس عند 25 °C، لأنّ الجرافيت أكثر ثباتًا من الألماس، فإنّك تتوقّع حدوث التفاعل التالي:

$$C_{(diamond)} \longrightarrow C_{(graphite)}$$

لكن، ولحسن حظّ من يملك كمّيات من الألماس، فإنّ تحوّل هذا الأخير إلى جرافيت يتمّ بتفاعل بطيء للغاية قد يستغرق ملايين السنين. لا يمكن قياس التغيّر في الإنثالبي لهذا التفاعل بطريقة مباشرة لأنّ التفاعل، كما ذكرنا سابقًا، بطيء جدًّا، لكن يمكننا الاستعانة بقانون «هس» لحساب حرارة التفاعل السابق.

ويعبّر عن قانون هس بقاعدة بسيطة وهي:

عندما نجمع المعادلات الكيميائية الحرارية لتفاعل ما لنحصل على المعادلة النهائية، فإنّنا نقوم أيضًا بجمع الحرارة الناتجة عن كلّ تفاعل لنحصل على حرارة التفاعل النهائية. تُسمّى هذه القاعدة **بقانون «هس» للجمع الحراري**

**. Hess's Law of Heat Summation**

يمكنك استخدام قانون «هس» لمعرفة تغيّرات الإنثالبي لعملية تحوّل الألماس إلى جرافيت وفق معادلات الاحتراق التالية:

1. $C_{(diamond)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -395.4\ kJ$
2. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -393.5\ kJ$

إذا عكسنا المعادلة (2) نحصل على:

3. $CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(graphite)} + O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +393.5\ kJ$

وبجمع المعادلتين (1) و (3) نحصل على المعادلة المطلوبة:

1. $C_{(diamond)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -395.4\ kJ$
3. $CO_{2(g)} \longrightarrow C_{(graphite)} + O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +393.5\ kJ$

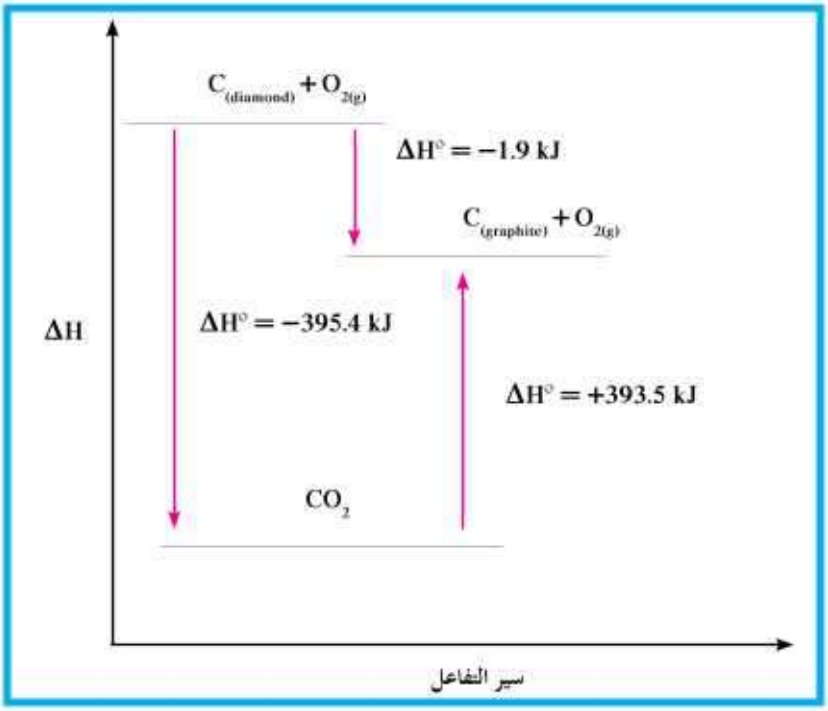
$$C_{(diamond)} \longrightarrow C_{(graphite)} \quad \Delta H^\circ = -1.9\ kJ$$

## فقرة إثرائية

### معلومات إضافية

- يجب التمييز بين حرارة التفاعل والحرارة التي تعكس حركة الجسيمات في المادّة.
- تشتقّ كلمة إنثالبي Enthaply من اليونانية وتعني "الحرارة من الداخل".
- يرمز الحرف اليوناني "Δ" إلى "التغيّر في" وتُقرأ (دلتا).

إذًا، يتحوّل الألماس إلى جرافيت في عملية طاردة للحرارة (شكل 51).




شكل (51)
يُستخدَم قانون «هس» لتعيين التغيّر في الإنثالبي لتفاعل كيميائي بطيء للغاية:
$C_{(diamond)} \longrightarrow C_{(graphite)}$

يعطي بعض التفاعلات نواتج أخرى إضافية إلى جانب الناتج المراد الحصول عليه. لنفترض أنّنا نريد تعيين الإنثالبي لتكوين مركّب أوّل أكسيد الكربون من عناصره طبقًا للتفاعل التالي:

$$C_{(graphite)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} \quad \Delta H^\circ = ?$$

فعلى الرغم من أنّ كتابة المعادلة سهلة، إلّا أنّ إجراء التفاعل في المختبر كما هو مكتوب في المعادلة أمر شبه مستحيل، نظرًا لتكوّن مركّب ثاني أكسيد الكربون (ناتج ثانوي) إلى جانب أوّل أكسيد الكربون (الناتج المراد الحصول عليه). لذلك، فإنّ حرارة التفاعل التي تُقاس في هذه الحالة هي محصّلة تكوّن كلّ من CO و $CO_2$ وليس CO بمفرده. ومع ذلك، يمكن حلّ هذه المشكلة باستخدام قانون «هس»:

1. $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -283.0$ kJ
2. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -393.5$ kJ
3. $CO_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +283.0$ kJ

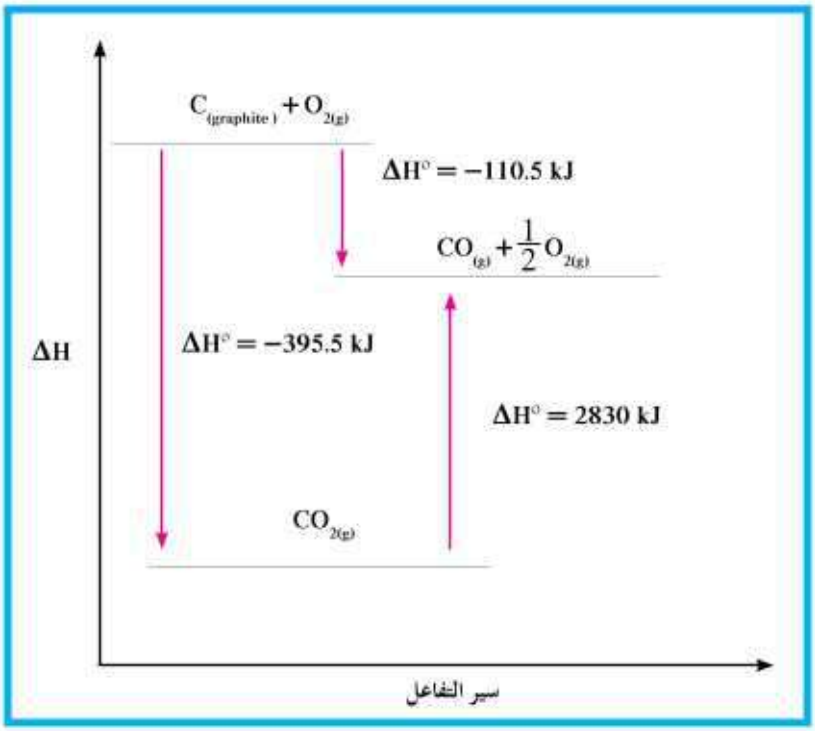
وبجمع المعادلتين (2) و (3) وحذف الكمّيات المتماثِلة على جانبي السهم ($\frac{1}{2} O_2$ و $CO_2$ فحسب)، نحصل على معادلة تكوّن $CO_{(g)}$ انطلاقًا من عناصره، مع ملاحظة أنّه تمّ حذف $\frac{1}{2} O_{2(g)}$ فحسب من المعادلة النهائية كما هو موضّح في الشكل (52) والمعادلات التالية:

1. $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = -393.5$ kJ
2. $CO_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \quad \Delta H^\circ = +283.0$ kJ
3. $C_{(graphite)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO_{(g)} \quad \Delta H^\circ = -110.5$ kJ/mol

## فقرة إثرائية

### معلومات إضافية

- يُعتبَر **الجول Joule** وحدة قياس كمّية الحرارة في النظام الدولي SI ورمزه (J). سُمّيت وحدة قياس كمّية الحرارة Joule نسبة للعالم البريطاني جايمز جول James Joule. $1\ J = 1\ kg.m^2.s^{-2}$.
- استخدَم الكيميائيون والفيزيائيون في الماضي وحدة قياس تُسمّى **السعر الحراري Calory** وهي كمّية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء درجة واحدة ($1\ cal = 4.18\ J$).




شكل (52)
يُستخدَم قانون «هس» لتعيين التغيّر الإنثالبي لتفاعل أوّل أكسيد الكربون مع الأكسجين:
$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$

## مثال (1)

ما هي حرارة التفاعل القياسية $\Delta H^\circ$ لتفاعل غاز أوّل أكسيد الكربون مع الأكسجين لتكوين غاز ثاني أكسيد الكربون؟

**طريقة التفكير في الحلّ**

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

**المعلوم:** من الجدول (11)

$\Delta H^\circ_f (O_{2(g)}) = 0$ kJ/mol

$\Delta H^\circ_f (CO_{(g)}) = -110.5$ kJ/mol

$\Delta H^\circ_f (CO_{2(g)}) = -393.5$ kJ/mol

**غير المعلوم:**

$\Delta H^\circ_f = ?$ kJ

ابدأ بوزن معادلة التفاعل $CO_{(g)}$ مع $O_{2(g)}$ لتكوين $CO_{2(g)}$، ثمّ عيّن $\Delta H^\circ_f$ مستخدِمًا حرارات التكوين القياسية للموادّ المتفاعِلة والناتجة.

2. **احسب: حلّ غير المعلوم.**

اكتب المعادلة الموزونة أوّلًا:

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$$

ثمّ اوجد واجمع $\Delta H^\circ_f$ لجميع الموادّ المتفاعِلة آخذًا بالاعتبار عدد مولات كلّ منها.

$$\Delta H^\circ_{f(Reactants)} = 2 \text{ mol } CO_{(g)} \times \frac{-110.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CO_{(g)}} + 1 \text{ mol } O_{2(g)} \times \frac{0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } O_{2(g)}} = -221.0 \text{ kJ}$$

## تابع مثال (1)

ثمّ اوجد $\Delta H^\circ_f$ للناتج بطريقة مماثلة:

$$\Delta H^\circ_{f(Products)} = 2 \text{ mol } CO_{2(g)} \times \frac{-393.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } CO_{2(g)}} = -787.0 \text{ kJ}$$

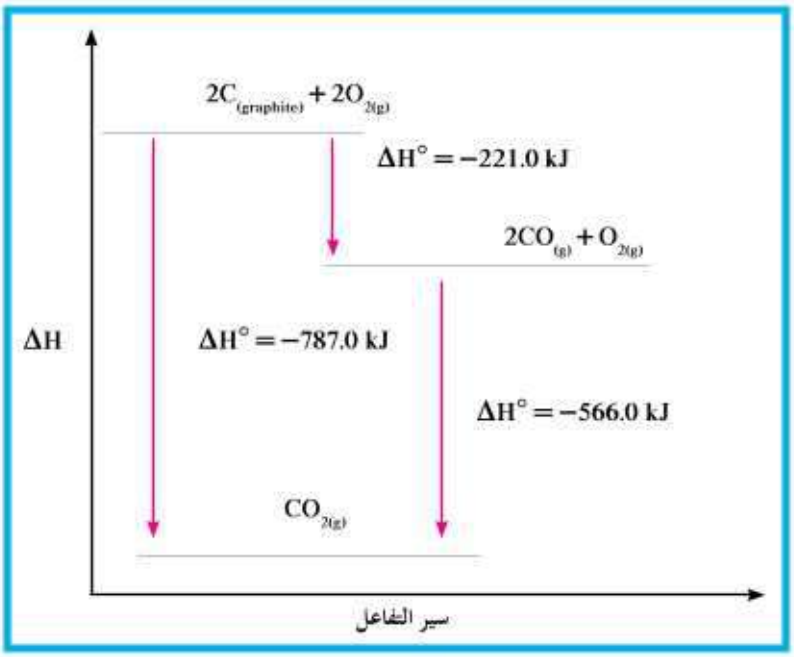
وأخيرًا أوجد الفرق بين $\Delta H^\circ_f$ (للموادّ الناتجة) و $\Delta H^\circ_f$ (للموادّ المتفاعِلة).

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{f(Products)} - \Delta H^\circ_{f(Reactants)}$$

$$= (-787.0 \text{ kJ}) - (-221.0 \text{ kJ}) = -566.0 \text{ kJ}$$

**3. قيِّم: هل النتيجة لها معنًى؟**

قيمة $\Delta H^\circ$ سالبة، ولهذا فإنّ التفاعل طارِد للحرارة كما هو موضَّح في الشكل (52). وهذه النتيجة منطقية لأنّ أكسدة أوّل أكسيد الكربون هي تفاعل احتراق يؤدّي دائمًا إلى إنتاج حرارة.




شكل (53)

يُستخدَم قانون «هس» لتعيين التغيّر الإنثالبي لتفاعل أوّل أكسيد الكربون مع الأكسجين:

$$2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}$$

## أسئلة تطبيقية وحلّها

1. استخدِم حرارات التكوين القياسية لحساب حرارات التفاعل القياسية ($\Delta H^\circ$) للتفاعلات التالية:

أ) $Br_{2(g)} \longrightarrow Br_{2(l)}$

الحلّ: $-30.91 kJ$

ب) $CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

الحلّ: $178.4\ kJ$

جـ) $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$

الحلّ: $-113\ kJ$

2. حرارات التكوين للموادّ التالية متماثِلة ما عدا مادّة واحدة، حدّد هذه المادّة. اشرح.

$Na_{(s)}$ ، $O_{2(g)}$ ، $Br_{2(l)}$ ، $CO_{(g)}$ ، $Fe_{(s)}$ ، $He_{(g)}$

الحلّ: CO مركّب والموادّ المتبقّية عناصر.

## مراجعة الدرس 1-1

1. احسب التغيّر في الإنثالبي ($\Delta H$) بالكيلوجول kJ للتفاعل التالي:

$$2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + Al_2O_{3(s)}$$

استخدِم التغيّرات في الإنثالبي لتفاعل احتراق الألمنيوم والحديد.

$$2Al_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)} \qquad \Delta H_f^\circ = -1669.8\ kJ$$

$$2Fe_{(s)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow F_2O_{3(s)} \qquad \Delta H_f^\circ = -822.1\ kJ$$

2. ما هي حرارة التفاعل القياسية ($\Delta H^\circ$) لتحلّل ماء الأكسجين؟

$$2H_2O_{2(l)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

3. اكتب قانون «هس» للجمع الحراري بأسلوبك الخاصّ، واشرح أهمّية هذا القانون.

4. ماذا يحدث لإشارة $\Delta H$ عند كتابة التفاعل بطريقة عكسية؟ ولماذا؟

5. عدّد أنواع التفاعلات الكيميائية وحدّد رمز قيمة $\Delta H$ في كلّ منها.

# مراجعة الوحدة الثالثة

## المفاهيم

| | | | |
|---|---|---|---|
| إنثالبي | Enthalpy | التغيّر في الإنثالبي | Enthalpy (ΔH) |
| تفاعل طارِد للحرارة | Exothermic Reaction | تفاعل ماصّ للحرارة | Endothermic Reaction |
| تفاعل لاحراري | Athermic Reaction | المحيط | Surrounding |
| الحرارة | Heat | حرارة الاحتراق القياسية | Standard Heat of Combustion |
| حرارة التفاعل | Heat of Reaction | حرارة التكوين | Heat of Formation |
| حرارة التكوين القياسية | Standard Heat of Formation | الكيمياء الحرارية | Thermochemistry |
| النظام | System | قانون هس | Hess's law |
| قانون هس للجمع الحراري | Hess's Law of Heat Summation | | |

## الأفكار الرئيسية للوحدة

### (1–1) التغيّرات الحرارية

- الحرارة هي الطاقة التي تتدفّق داخل النظام وخارجه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام ومحيطه.
- تُقسَم التفاعلات الكيميائية إلى تفاعلات ماصّة للحرارة وتفاعلات طارِدة للحرارة وتفاعلات لاحرارية بسبب التغيّرات الحرارية التي ترافقها.
- يساوي التغيّر في الإنثالبي ΔH كمّية الحرارة المُمتصّة أو المنطلقة (الطاردة) خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت.
- حرارة التفاعل هي كمّية الحرارة التي تنطلق أو تُمتَصّ عندما يتفاعل مول واحد من الموادّ المتفاعِلة خلال تفاعل كيميائي لتتكوّن موادّ ناتجة.
- تكون حرارة التفاعل محصّلة تغيّرات الطاقة الناتجة عن تفكّك الروابط الكيميائية في الموادّ المتفاعِلة وتكوين روابط جديدة في الموادّ الناتجة.
- تساوي حرارة التكوين القياسية لمركّب ما التغيّر في المحتوى الحراري (الإنثالبي ΔH) المرافِق لتكوين مول واحد من هذا المركّب انطلاقًا من عناصره، تحت الظروف القياسية التالية: $T = 25\,^{\circ}C = 298\ K$ و $P = 1\ atm = 101.3\ kPa$.
- يمكن معرفة قيمة تغيّر التفاعل بشكل غير مباشر باستخدام قانون "هس" من خلال قانون "هس" للجمع الحراري.
- حرارة الاحتراق القياسية هي كمّية الحرارة المنطلقة عند احتراق 1 mol من مادّة عنصرية أو مركّبة احتراقًا تامًّا عند ظروف قياسية.

## خريطة مفاهيم الوحدة

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

### تحقق من فهمك

1. ما الدور الذي تؤدّيه الطاقة في تفاعل كيميائي ما؟
2. ما الذي يحدّد التغيّر في الطاقة لتفاعل كيميائي ما؟ ما هي الكيمياء الحرارية؟
3. قارن بين المحتوى الحراري للموادّ المتفاعِلة والمحتوى الحراري للموادّ الناتجة في تفاعل كيميائي ما (طارِد الحرارة، ماصّ للحرارة، لاحراري).
4. ما هو التغيّر في المحتوى الحراري $\Delta H$؟ وماذا يعني رمز $\Delta H$؟
5. عرّف حرارة التكوين لمركّب ما.
6. ماذا تعني الظروف القياسية عند تحديد حرارة التكوين لمركّب ما؟
7. قارن وباين بين النظام والمحيط.
8. قارن وباين بين المعادلات الماصّة وتلك الطاردة للحرارة من حيث تدفّق الحرارة ورمز التغيّر في المحتوى الحراري (الإنثالبي $\Delta H$).
9. عرّف الإنثالبي واشرح كيف يعتمد قانون "هس" على حقيقة أنّ المحتوى الحراري (الإنثالبي) هو إحدى الخواصّ للحالة التي يتواجد فيها التفاعل الكيميائي.
10. كيف تتأثّر حركة الجزيئات في نظام ما عندما تزداد درجة الحرارة؟
11. إذا امتصّ نظام ما الطاقة بشكل حرارة، ماذا يحصل لحركة الجزيئات في محيطه؟
12. علامَ ينصّ قانون "هس"؟ اذكر مبدأين يُستخدَمان عند جمع المعادلات الكيميائية.

### اختبر مهاراتك

1. لكلّ من التفاعلات الكيميائية التالية، حدّد $\Delta H$ ونوع التفاعل (ماصّ للحرارة أو طارِد للحرارة).

(أ) $C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 393.5\ kJ$

(ب) $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(g)} + 198\ kJ$

(جـ) $CaCO_{3(s)} + 176\ kJ \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

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

(هـ) $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + 44\ kJ$

2. اعِد كتابة كلّ من التفاعلات التالية وضع قيمة $\Delta H$ في المعادلة، ثمّ حدّد نوع التفاعل (ماصّ للحرارة أو طارِد للحرارة).

(أ) $3CO_{(g)} + Fe_2O_{3(s)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}\ \Delta H = -24.7\ kJ$

(ب) $2NO_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}\ \Delta H = +114.2\ kJ$

(جـ) $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}\ \Delta H = -1411\ kJ$

(د) $N_{2(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow N_2H_{4(l)}\ \Delta H = +50.63\ kJ$

3. يُعتبَر الأمونيا غاز عديم اللون له رائحة نفّاذة في حالته الطبيعية، ويُستخدَم بشكل أساسي في إنتاج الأسمدة الكيميائية النيتروجينية، وصيغته $NH_3$. يُحضَّر الأمونيا من عنصري النيتروجين والهيدروجين بحسب المعادلة التالية التي تحدث تحت ضغط ثابت:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}\ \Delta H = -91.8\ kJ$$

احسب كمّية الحرارة المنطلِقة عندما يتكوّن 680 kg من الأمونيا.

علمًا أنّ: (N) = 14، (H) = 1

4. الميثان هو مركّب كيميائي عضوي يُعَدّ من أبسط الهيدروكربونات (الألكانات) وله الصيغة الكيميائية $CH_4$، ويشكّل أحد غازات الانحباس الحراري. يُعتبَر الميثان أحد أنواع الوقود المهمّة. يُستخدَم بشكل أساسي في عمليات الاحتراق للحصول على الطاقة.

**(أ)** اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية لهذا التفاعل، علمًا أنّ 1 mol من الميثان يحترق كلّيًا بوجود غاز الأكسجين ليطلِق كمّية من الحرارة قدرها 890 kJ/mol في الظروف القياسية.

**(ب)** احسب كمّية الحرارة التي تنطلق عند احتراق 48 g من الميثان.

**(جـ)** احسب كمّية الحرارة التي تنطلق عند احتراق 2.5 mol من الميثان.

5. يُعَدّ الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ من أبسط الكربوهيدرات وهو المصدر الرئيس لطاقة معظم الكائنات الحية بما فيها الإنسان. ينتج الجلوكوز عن عملية التمثيل الضوئي في النبات الأخضر. تحتوي بعض الفاكهة، مثل العنب والتين، على نسبة كبيرة من الجلوكوز، لذلك يُسمّى سكّر العنب. عند استهلاك النشويات أو الفاكهة أو غيرها من الأطعمة الغنية بالنشويات، يتفاعل الجلوكوز في جسم الإنسان بحسب المعادلة التالية:

$$C_6H_{12}O_{6(l)} + 6O_{2(g)} \longrightarrow 6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = ?$$

**(أ)** احسب حرارة التفاعل $\Delta H^\circ$ باعتبار أنّ حرارة التكوين القياسية للموادّ المتفاعِلة والموادّ الناتجة هي التالية:

$$\Delta H^\circ_f (C_6H_{12}O_6) = -1268 \text{ kJ/mol}$$
$$\Delta H^\circ_f (O_2) = 0$$
$$\Delta H^\circ_f (CO_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$
$$\Delta H^\circ_f (H_2O_{(l)}) = -285.8 \text{ kJ/mol}$$

**(ب)** احسب كتلة الجلوكوز $C_6H_{12}O_6$ اللازمة لإنتاج 94 kJ من الحرارة.

علمًا أنّ: (H) = 1، (C) = 12، (O) = 16

6. يتمثّل بعض التفاعلات الكيميائية الحرارية بالمعادلات التالية:

**(أ)** $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_1 = -571 \text{ kJ}$

**(ب)** $C_3H_{4(g)} + 4O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_2 = -1943.71 \text{ kJ}$

**(جـ)** $C_3H_8 + 5O_{2(g)} \longrightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(l)} \quad \Delta H_3 = -2215.4 \text{ kJ}$

احسب كمّية الحرارة $\Delta H$ للتفاعل التالي:

$$C_3H_{4(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow C_3H_8$$

هل هذا التفاعل طارِد أو ماصّ للحرارة؟

7. توضّح المعادلة التالية تفاعلًا كيميائيًا حراريًا:

$$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} + X \text{ kJ}$$

احسب X بالاعتماد على المعادلات التالية:

**(أ)** $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 566 \text{ kJ}$

**(ب)** $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} + 483.6 \text{ kJ}$

**(جـ)** $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + 802.5 \text{ kJ}$

## مشاريع الوحدة

1. اجرِ بحثًا في مكتبة المدرسة أو استعن بأيّ مرجع عن تاريخ دراسة الحرارة في العمليات الفيزيائية والكيميائية، وكيف أدّت هذه الدراسة إلى اكتشاف الطاقة واستخلاص قانون حفظ الطاقة.
2. تتبّع كمّية السعرات الحرارية الموجودة في طعامك ليوم واحد. حوّل هذه الكمّية من السعرات الحرارية إلى جول مستعينًا بالمعادلة التالية: $1\ \text{food Cal} = 1000\ \text{cal} = 4.18\ \text{kJ}$
قارِن بين مجموع السعرات التي تناولتها والسعرات التي تناولها زملائك في الصفّ. هل مجموع هذه السعرات يتوافق مع ما ينصح به اختصاصيّو التغذية.
3. حاول أن ترصد عمليات تحدث في أحد الأيّام في المدرسة أو في البيت أو على الطريق. سجّل ما إذا كانت هذه العمليات فيزيائية أو كيميائية. حدّد ما إذا كانت هذه العمليات ماصّة أو طارِدة للحرارة.
4. رافق والديك إلى المتجر للتبضّع. اختر المنتجات الغذائية المفضّلة لديك. حاول أن تجد الملصق الذي يعدّد مكوّنات هذا المنتَج مع كمّيات السعرات الحرارية الموافِقة لكلّ مكوّن. ضَع جدولًا مفصّلًا واحسب قيمة السعرات الحرارية الموجودة في 100 g من هذا المنتَج.

| المكوّنات | الكمّية في 100 g | عدد السعرات |
|---|---|---|
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |
| | | |

أسئلة مراجعة الوحدة 3

# مصطلحات

**نظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory:** نظرية تفترض أنّ الإلكترونات تشغل الأفلاك الذرّية في الجزيئات. (صفحة 14)

**فلك جزيئي Molecular Orbital:** فلك ترابطي مكوّن من أفلاك ذرّية ويغطّي كلّ من النواتين المترابطتين. (صفحة 14)

**الرابطة التساهمية سيجما Sigma–bond σ:** رابطة تساهمية تنتج عن تداخل فلكي ذرّتين رأسًا لرأس. (صفحة 15)

**تداخل محوري Axial Overlapping:** تداخل فلكين ذريين رأسًا لرأس. (صفحة 15)

**الرابطة التساهمية باي Pi–bond π:** رابطة تساهمية تنتج من تداخل فلكين جنبًا إلى جنب عندما يكونان متوازيين. (صفحة 17)

**تداخل جانبي Side by Side Overlapping:** تداخل فلكين ذريين جنبًا إلى جنب. (صفحة 17)

**الأفلاك المهجّنة Hybrid Orbitals:** تتكوّن هذه الأفلاك نتيجة دمج عدّة أفلاك ذرّية. (صفحة 20)

**المذيب Solvent:** الوسط المذيب في المحلول. (صفحة 33)

**المذاب Solute:** الجزيئات المذابة في المحلول. (صفحة 33)

**الإذابة Solvation:** عملية تحدث عندما يذوب المذاب وتتمّ إماهة الكاتيونات والأنيونات في المذيب. (صفحة 35)

**مركّبات إلكتروليتية Electrolytes:** المركّبات التي توصل التيار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة. (صفحة 36)

**مركّبات غير إلكتروليتية Non–Electrolytes:** المركّبات التي لا توصل التيار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة. (صفحة 36)

**المواد المعلّقة Suspensions:** مخاليط إذا تُرِكت لفترة زمنية قصيرة تترسّب جسيمات المادّة المكوّنة منها في قاع الإناء. (صفحة 39)

**الغرويات Colloids:** مخاليط تحتوي على جسيمات يتراوح قطر كلّ منها بين قطر جسيم المحلول الحقيقي وقطر الجسيم المعلّق، أي بين 1 nm و1000 nm . (صفحة 40)

**الحركة البراونية Brownian Motion:** حركة دائمة وغير منتظمة وبشكل متعرّج للجسيمات الغروية في المحلول الغروي. (صفحة 42)

**المعادلة النهائية لتفاعل ترسيب ما Net Equation for a Precipitation Reaction:** لكتابة هذه المعادلة يجب معرفة صيغ المتفاعلات، النواتج، عملية الإذابة والقواعد العامة للذوبانية. (صفحة 46)

**قواعد الذوبانية Laws of Solubility:** قوانين يمكن من خلالها توقع حصول راسب وبالتالي معرفة المركّب الذي يُكتَب في المعادلة الكيميائية. (صفحة 46)

**المعادلة الأيونية النهائية Net Ionic Equation:** معادلة أيونية تشير إلى الجزيئات التي شاركت في التفاعل. (صفحة 48)

**المحلول المشبّع Saturated Solution:** محلول يحتوي على أكبر كمّية من المذاب في كمّية معينة من المذيب على درجة حرارة ثابتة. (صفحة 52)

**ذوبانية Solubility:** تشير إلى كتلة المادّة التي تذوب في كمّية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة لتكوّن محلولًا مشبّعًا. (صفحة 52)

**امتزاج كلّي Miscible:** ما يحصل للسوائل التي تذوب في بعضها بعضًا. (صفحة 53)

**عديمة الامتزاج Immiscible:** سوائل لا يذوب أحدها في الآخر. (صفحة 53)

**قانون هنري Henry's Law:** ينصّ هذا القانون على أنّه عند ثبوت درجة الحرارة فإنّ ذوبانية الغاز في سائل (S) تتناسب تناسبًا طرديًّا مع الضغط (P) الموجود فوق سطح السائل. (صفحة 56)

**المحلول فوق المشبّع Supersaturated Solution:** محلول يحتوي على كمّية من المذاب زائدة على الكمّية المسموح بها نظريًا. (صفحة 57)

**النسبة المئوية الكتلية Mass Percentage:** كمّية المذاب (g) الموجودة في 100 جرام من المحلول. (صفحة 60)

**النسبة المئوية الحجمية Volume Percentage:** تركيز المادّة المذابة بالنسبة المئوية لحجمها في المحلول. (صفحة 60)

**تركيز المحلول Solution Concentration:** مقياس لكمية المذاب في كمّية معينة من المذيب. (صفحة 62)

**المحلول المخفّف Diluted Solution:** محلول يحتوي على تركيز منخفض من المذاب أو المحلول. (صفحة 62)

**المحلول المركّز Concentrated Solution:** محلول يحتوي على تركيز مرتفع من المذاب. (صفحة 62)

**المولارية Molarity:** عدد مولات المذاب في 1 L من المحلول، وتُعرَف أيضًا بالتركيز المولاري. (صفحة 62)

**المولالية Molality:** عدد مولات المذاب في 1 kg من المذيب، وتُعرَف أيضًا بالتركيز المولالي. (صفحة 64)

**الكسر المولي Mole Fraction:** نسبة عدد مولات المذاب أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلي للمذيب والمذاب. (صفحة 66)

**الخواص المجمّعة Colligative Properties:** تغيير الخواص الفيزيائية عند إضافة مذاب إلى مذيب. (صفحة 70)

**ثابت الغليان المولالي Molal Boiling – Point Elevation Constant:** التغيير في درجة غليان محلول تركيزه المولالي واحد لمذاب جزيئي وغير متطاير. (صفحة 71)

**ثابت التجمد المولالي Molal Freezing – Point Depression Constant:** تغيير في درجة تجمد محلول تركيزه مولالي واحد لمذاب جزيئي غير متطاير. (صفحة 73)

**الكيمياء الحرارية Thermochemistry:** فرع من الكيمياء الفيزيائية يهتمّ بدراسة التغييرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكيميائية. (صفحة 82)

**النظام System:** جزء معين من المحيط الفيزيائي الذي هو موضوع الدراسة. (صفحة 83)

**المحيط Surroundings:** ما تبقى من الفضاء الذي يحيط بالنظام. (صفحة 83)

**تفاعل طارد للحرارة Exothermic Reaction:** تفاعل ينتج طاقة حرارية يمتصّها المحيط خارج النظام. (صفحة 83)

**تفاعل ماصّ للحرارة Endothermic Reaction:** تفاعل يحتاج إلى طاقة حرارية يمتصّها النظام من محيطه. (صفحة 84)

**تفاعل لا حراري Athermic Reaction:** تفاعل تتعادل في كمّية الحرارة اللازمة لتفكيك الروابط في جزيئات المتفاعلات مع تلك اللازمة لتكوين الروابط. (صفحة 84)

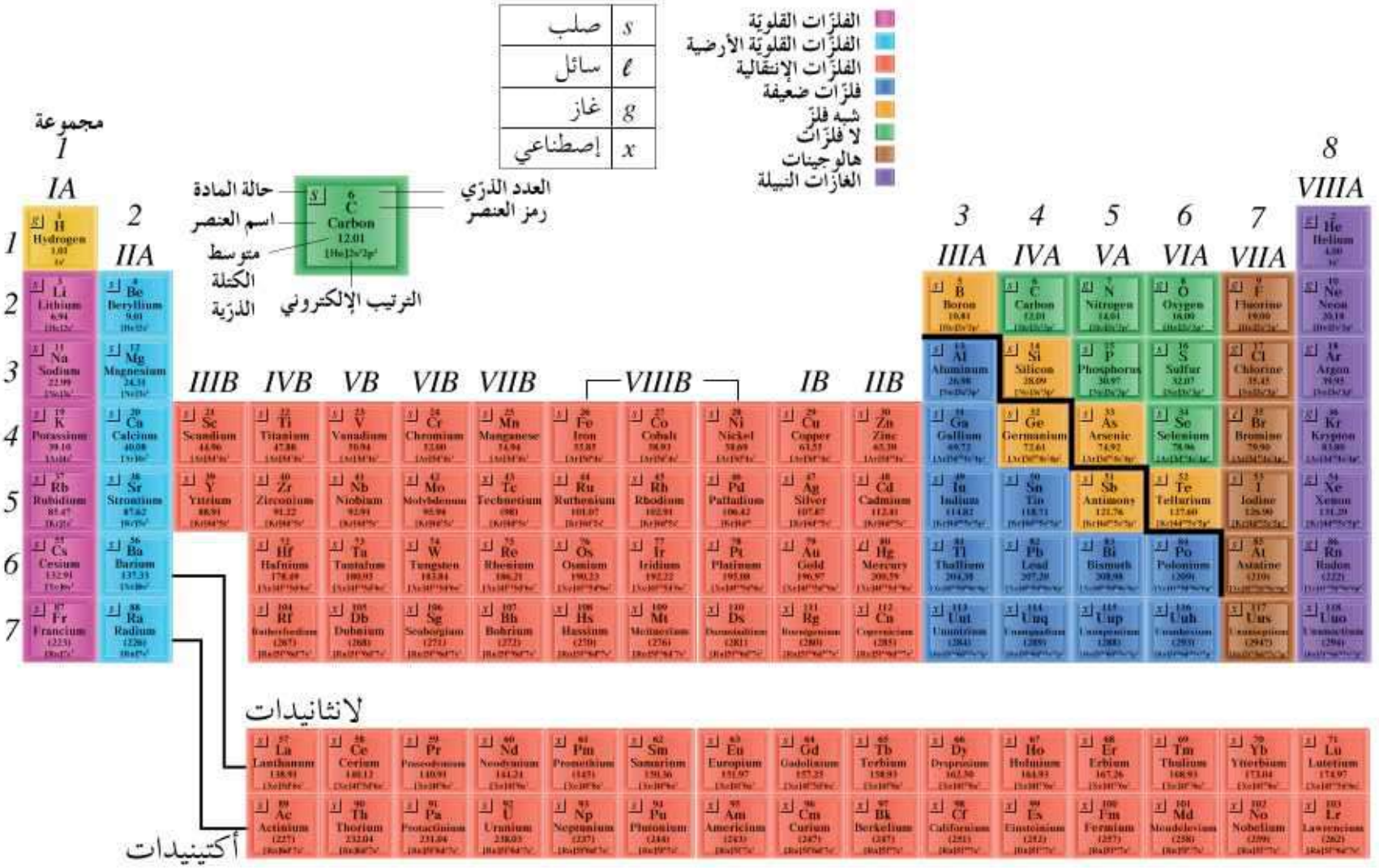
**حرارة التفاعل Heat of Reaction:** كمّية الحرارة التي تنطلق أو تُمتَصّ عندما يتفاعل عدد من المولات للمواد المتفاعلة بعضها مع بعض خلال تفاعل كيميائي لتتكون مواد ناتجة. (صفحة 84)

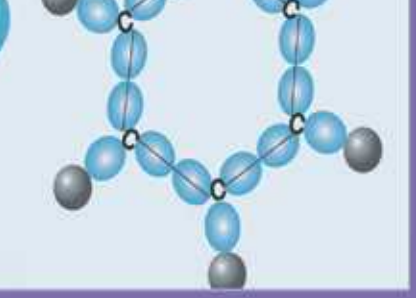
**حرارة التكوين القياسية Standard Heat of Formation:** التغيير في المحتوى الحراري المصاحب لتكوين مول واحد من المركّب انطلاقًا من عناصره الأوّلية. (صفحة 86)

**حرارة الاحتراق القياسية Standard Heat of Combustion:** كمّية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادّة (عنصرية أو مركبة) احتراقًا تامًا في وفرة من الأكسجين أو الهواء الجوي عند 25°C وتحت ضغط يعادل 1atm. (صفحة 87)

**قانون هس Hess's Law:** ينصّ هذا القانون على أن التغيير في الانثالبي لأيّ تفاعل كيميائي هو قيمة ثابتة حين يكون الضغط ودرجة الحرارة ثابتين، سواء تمّ هذا التفاعل في خطوة واحدة أو خطوات عدّة، على أن تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة نفسها في كلّ حالة. (صفحة 88)

**قانون هس للجمع الحراري Hess's Law of Heat Summation:** ينص هذا القانون على أنّنا عندما نجمع المعادلات الكيميائية الحرارية لتفاعل ما لنحصل على المعادلة النهائية، فإننا نقوم أيضًا بجمع الحرارة الناتجة عن كل تفاعل لنحصل على حرارة التفاعل النهائية. (صفحة 88)


مجموعة
1
IA
2
IIA
3
IIIA
4
IVA
5
VA
6
VIA
7
VIIA
8
VIIIA
1
2
3
4
5
6
7
IIIB
IVB
VB
VIB
VIIB
VIIIB
IB
IIB
حالة المادة
اسم العنصر
متوسط الكتلة الذرّية
العدد الذرّي
رمز العنصر
الترتيب الإلكتروني
Carbon
12.01
[He]2s²2p²
صلب
سائل
غاز
إصطناعي
الفلزّات القلوية
الفلزّات القلوية الأرضية
الفلزّات الإنتقالية
فلزّات ضعيفة
شبه فلزّ
لا فلزّات
هالوجينات
الغازات النبيلة
لانثانيدات
أكتينيدات



# 11

تطرح سلسلة العلوم مضمونًا تربويًا منوّعًا يتناسب مع جميع مستويات التعلُّم لدى الطلاّب.

يوفّر كتاب العلوم الكثير من فرص التعليم والتعلُّم العلمي والتجارب المعمليّة والإنشطة التي تعزز محتوى الكتاب.

يتضمّن هذا الكتاب أيضًا نماذج الإختبارات لتقييم استيعاب الطلاّب والتأكد من تحقيقهم للإهداف واعدادهم للاختبارات الدولية.

تتكوّن السلسلة من:

- كتاب الطالب
- كتاب المعلّم
- كرّاسة التطبيقات
- كرّاسة التطبيقات مع الإجابات

ISBN 978-614-406-482-5
9 786144 064825

PEARSON
Scott Foresman

الكتاب كاملاً

قيِّم مناهجنا