

الكيمياء

الصف الحادي عشر
الجزء الأول



كتاب الطالب

المرحلة الثانوية

الطبعة الثانية



وزارة التربية

الكيمياء

١١

الصف الحادي عشر

كتاب الطالب

الجزء الأول

المرحلة الثانوية

اللجنة الإشرافية لدراسة ومواءمة سلسلة كتب العلوم

أ. براك مهدي براك (رئيساً)

أ. مصطفى محمد مصطفى

أ. سعاد عبد العزيز الرشود

أ. تهاني ذعار المطيري

أ. فتوح عبد الله طاهر الشمالي

الطبعة الثانية

١٤٤٠ - ١٤٤١ هـ

٢٠١٩ - ٢٠٢٠ م

حقوق التأليف والطبع والنشر محفوظة لوزارة التربية - قطاع البحوث التربوية والمناهج

إدارة تطوير المناهج

الطبعة الأولى ٢٠١٣ - ٢٠١٤ م
الطبعة الثانية ٢٠١٥ - ٢٠١٦ م
٢٠١٨ - ٢٠١٩ م
٢٠١٩ - ٢٠٢٠ م

فريق عمل دراسة ومواءمة كتب الكيمياء للصف الحادي عشر الثانوي

أ. محمد عبد اللطيف محمد

أ. سوسن أحمد عباس أصفهاني

أ. آلاء محمد جعفر الكندري

أ. أشرف فؤاد نبيل إبراهيم

أ. راوية علي محمد عريان

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

شاركنا بتقييم مناهجنا



الكتاب كاملاً



ذات السلاسل - الكويت

أودع بمكتبة الوزارة تحت رقم (١٩) بتاريخ ٢٠١٥/٣/٣٠ م



صاحب السمو الشيخ صباح الأحمد الجابر الصباح
أمير دولة الكويت



سَيِّدُ الشَّيْخِ نَوَافُ بْنُ جَبْرِ السَّبَّاحِ
وَلِيَّ عَهْدِ دَوْلَةِ الْكُوَيْتِ

مقدمة

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

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

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

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

ولقد كانت مناهج العلوم والرياضيات من أول المناهج التي بدأنا بها عملية التطوير، إيماناً بأهميتها وانطلاقاً من أنها ذات صفة عالمية، مع الأخذ بالحسبان خصوصية المجتمع الكويتي وبيئته المحلية، وعندما أدركنا أنها تتضمن جوانب عملية التعلم ونعني بذلك المعرفة والقيم والمهارات، قمنا بدراستها وجعلها تتوافق مع نظام التعليم في دولة الكويت، مركزين ليس فقط على الكتاب المقرر ولكن شمل ذلك طرائق وأساليب التدريس والبيئة التعليمية ودور المتعلم، 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 الصلة التعليمية والتربوية تم اختيار سلسلة مناهج العلوم والرياضيات التي أكملناها بشكل ووقت مناسبين، ولتحقق نقلة نوعية في مناهج تلك المواد، وهذا كله تزامن مع عملية التقويم والقياس للأثر الذي تركته تلك المناهج، ومن ثم عمليات التعديل التي طرأت أثناء وبعد تنفيذها، مع التأكيد على الاستمرار في القياس المستمر والمتابعة الدائمة حتى تكون مناهجنا أكثر تفاعلية.

د. سعود هلال الحربي

الوكيل المساعد لقطاع البحوث التربوية والمناهج

المحتويات

الجزء الأول

الوحدة الأولى: الإلكترونات في الذرة

الوحدة الثانية: المحاليل

الوحدة الثالثة: الكيمياء الحرارية

الجزء الثاني

الوحدة الرابعة: الكيمياء الكهربائية

الوحدة الخامسة: المركبات الهيدروكربونية

محتويات الجزء الأول

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

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

فصول الوحدة

الفصل الأول

• الأفلاك الجزيئية

الفصل الثاني

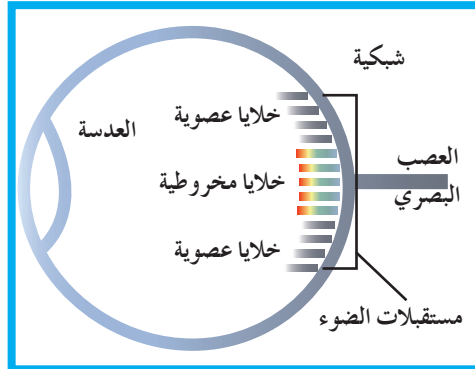
• الأفلاك المهجنة

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 المهجنة.

معالم الوحدة

اكتشف بنفسك: تشكيل نماذج
الجزيئات الكيميائية
علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا: خرائط
الوصف التفصيلي للتضاريس
والصفات السطحية (الخرائط
الطوبوغرافية)



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

اكتشف بنفسك

تشكيل نماذج الجزيئات الكيميائية

لإجراء هذا النشاط يجب توافر ما يلي: علبة نماذج ذرات (يمكن

الحصول عليها من معلّم الفصل)، جدول دوري، قلم، ورقة

1. ارسم الترتيب النقطي لجزيئي الماء (H_2O) وثاني أكسيد الكربون (CO_2).

2. اصنع نموذجاً ثلاثي الأبعاد لكلّ من هذين الجزيئين. استخدم الكرات بحسب الألوان المتعارف عليها، مثلاً:

● للكربون، ○ للهيدروجين، ● للأكسجين.

3. ارسم الشكل الهندسي الذي تتوقعه لكلّ من هذين الجزيئين.

4. كرّر الخطوات 1 و 2 و 3 للجزيئات H_2 ، HCl ، NH_3 ، CH_4 .

ارسم الجدول التالي واملأ الفراغات:

الصيغة	الترتيب النقطي للجزيء	رسم الشكل الهندسي المتوقع	عدد أزواج الإلكترونات المشاركة في الرابطة (للذرة المركزية)	عدد أزواج الإلكترونات غير المشاركة في الرابطة (للذرة المركزية)
H_2				
HCl				
NH_3				
CH_4				

5. ما هي طبيعة الجزيئات التي اخترناها في هذا النشاط؟

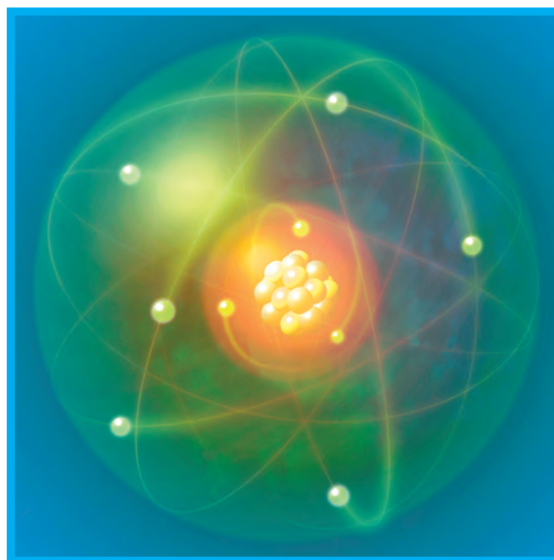
6. هل تتشابه الجزيئات التي تحوي نفس عدد الذرات؟

دروس الفصل

الدرس الأول

الأفلاك الجزيئية

تعلمت في السنة السابقة أن ذرات العناصر تميل لأن ترتبط ببعضها بعضاً لتكوّن المركّبات ، فتكوّن الموادّ من ذرات مرتبطة ببعضها البعض بقوى تجاذب تُعرّف بالروابط الكيميائية (الأيونية ، التساهمية ، التساهمية التناسقية) . وتعرّفت أيضاً الرابطة التساهمية (الأحادية ، الثنائية ، الثلاثية) . تعود فكرة الترابط التساهمي إلى جيلبرت لويس الذي وصف الرابطة التساهمية بأنها مساهمة أزواج الإلكترونات بين الذرات . يفترض نموذج لويس للرابطة التساهمية أن كلّ زوج من إلكترونات الترابط يقع بين الذرتين المترابطتين . ولكن ، نعلم أنه لا يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته بدقة تامة في الوقت نفسه لأنّ الحركة الموجية للإلكترون ليس لها مكان محدد . يخضع تحديد مكان الإلكترون لقوانين الاحتمالات . تُسمّى منطقة الفراغ المحيطة بنواة الذرة والتي يتواجد فيها الإلكترون بالفلك الذريّ ، ويُسمّى وصف الرابطة التساهمية من خلال الأفلاك الذرية بنظرية رابطة التكافؤ .

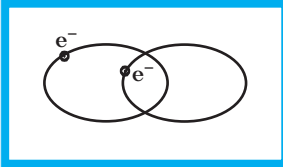


الأهداف العامة

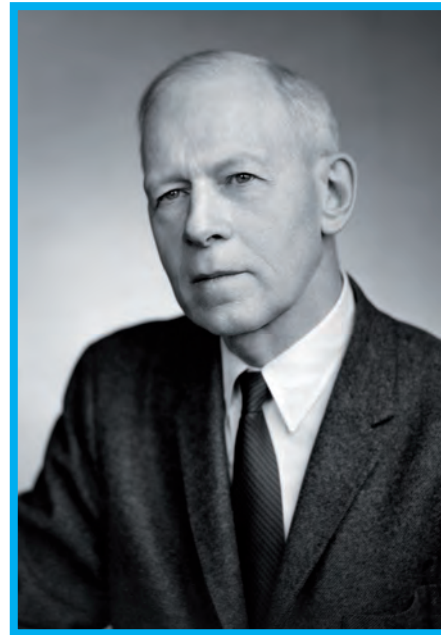
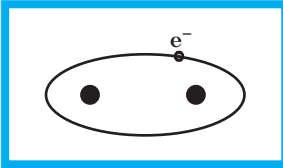
- يستنبط نظرية رابطة التكافؤ.
- يذكر نظرية الفلك الجزيئي.
- يستخلص مفهوم تكوين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π .

فقرة إثرائية

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



- في نظرية الفلك الجزيئي، الإلكترونات تشغل الأفلاك الجزيئية.



شكل (1)

روبرت موليكين، فيزيائي وكيميائي أمريكي (1896–1996)

كما تعلّمت في السنة السابقة، تتكوّن الرابطة التساهمية الأحادية عندما تتقاسم ذرتان زوجًا واحدًا من الإلكترونات. وبما أنّ كلّ إلكترون ينتمي إلى فلك محدد، يؤدّي تقاسم الإلكترونات إلى تداخل فلكين، تبعًا لنظرية رابطة التكافؤ Valence Bond Theory التي تفترض أنّ الإلكترونات تشغل الأفلاك الذرية في الجزيئات، في حين أنّ نظرية الفلك الجزيئي تفترض تكوين فلك جزيئي من الأفلاك الذرية 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 موليكين 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

تاريخ العلوم

مصدر الرابطة سيجمما "σ"

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

Types of Overlapping

1. أنواع التداخل

1.1 التداخل المحوري - الرابطة σ

Axial Overlapping: σ – Bond

تنتج الرابطة التساهمية سيجمما σ Sigma Bond عن تداخل فلكي ذرتين رأساً لرأس. تتوزع الكثافة الإلكترونية بشكل متماثل على طول المحور الذي يصل بين نواتي الذرتين المترابطتين. كما أن الكثافة الإلكترونية تزداد بين النواتين فيما تقل خارجهما.

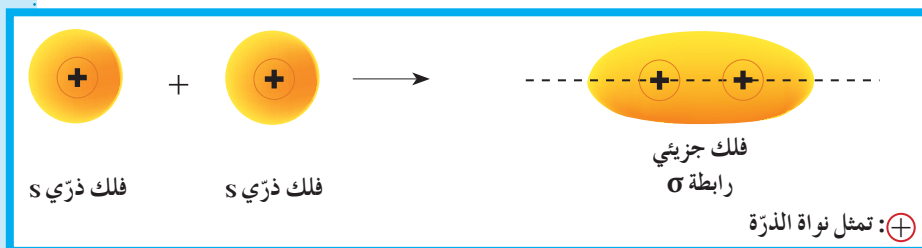
أيّ الأفلاك يشهد تداخلاً محورياً؟ Axial Overlapping?

(أ) تداخل فلكين s: بنية جزيء الهيدروجين

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

يُعتبر جزيء الهيدروجين من أبسط الجزيئات. تملك ذرة الهيدروجين إلكترونًا في الفلك 1s كروي الشكل والذي يحيط بنواة ذرة الهيدروجين.

(الوضع الأدنى طاقة للذرة)
H : 1s¹ 
فلك 1s



شكل (2)
تداخل فلكي s لتكوين الرابطة σ

عندما تقترب ذرتا هيدروجين من بعضهما بعضاً لتكوين جزيء الهيدروجين H₂، يتداخل الفلكان 1s حيث تتواجد الإلكترونات رأساً لرأس. ينتج عن هذا التداخل فلك جزئي يحيط بنواتي ذرتي الهيدروجين (شكل 2). تُسمى الرابطة الناتجة عن هذا التداخل الرابطة سيجمما σ.

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

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

يُظهر الترتيب الإلكتروني لكل من ذرتي H و Cl ما يلي:

(الوضع الأدنى طاقة للذرة)
H : 1s¹ 
فلك 1s

(الوضع الأدنى طاقة للذرة)
Cl : 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵
   
فلك 3p_z

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

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

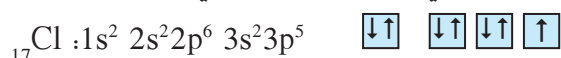


شكل (3)
تداخل فلك s وفلك p لتكوين رابطة سيجما σ

(ج) تداخل فلكي p : بنية جزيء الكلور

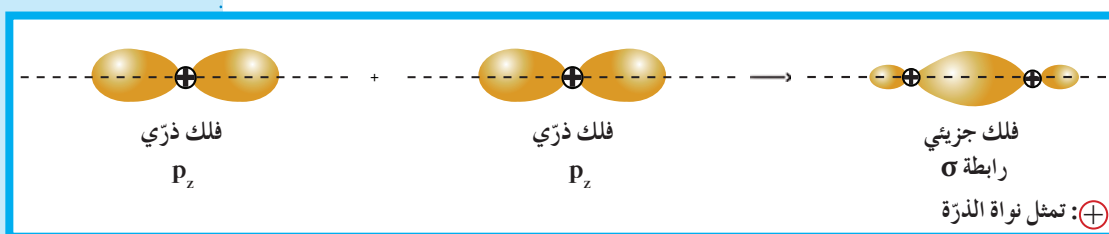
Overlap of Two ($p - p$) Orbitals): Structure of Chlorine Molecule

يُظهر الترتيب الإلكتروني لذرة الكلور ما يلي:



فلك $3p_z$

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



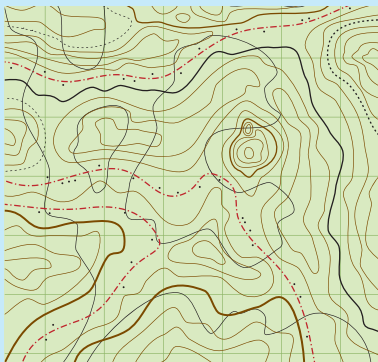
شكل (4)
تداخل فلكي p لتكوين رابطة سيجما σ

خواص الرابطة التساهمية سيجما σ

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

فقرة إثرائية

علاقة الكيمياء بعلم الجغرافيا



خرائط الوصف التفصيلي للتضاريس

والصفات السطحية (الخرائط

الطبوغرافية)

تُرسَم عادةً الخرائط الطبوغرافية كسلاسل (مجموعات) من الخطوط لتتبع ارتفاعات التضاريس الأرضية. على سبيل المثال، يمكن رسم خطأ لكل 10 أمتار زيادة في الارتفاع. وبالتالي، كلما كانت هذه الخطوط أكثر تقاربًا في منطقة ما كلما كانت تضاريس هذه الأخيرة أكثر انحدارًا (أشد 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 الذرات في البلورات اللجوء إلى هذه الكثافات كما يلجأ علماء الجغرافيا إلى الخرائط الطبوغرافية لمعرفة ارتفاع التضاريس فيها. ويمكن رسم خريطة الكثافة الإلكترونية لأي موقع في البلورة المراد فحصها من حيود الأشعة السينية لتلك البلورة، حيث تكون الكثافة الإلكترونية أكبر كلما كانت الخطوط أقرب. وقد ساعدت هذه الطريقة العلماء في تعيين مواقع الذرات في الجزيئات بدقة.

2. التداخل الجانبي: الرابطة باي π

Side by Side Overlapping: π - Bond

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

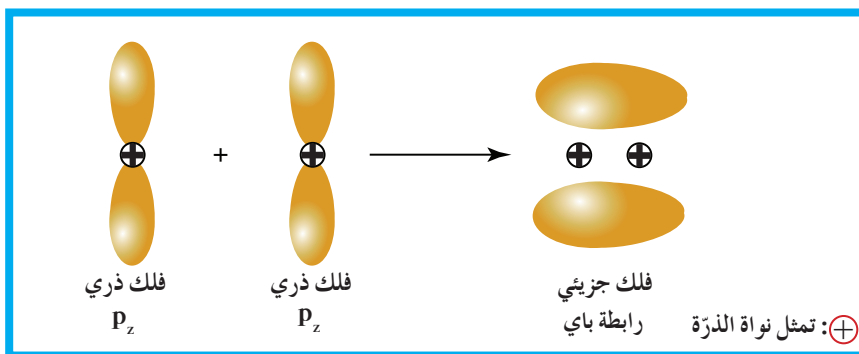
يُظهر الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر النيتروجين ما يلي:

(الوضع الأدنى طاقة للذرة) $7N: 1s^2 2s^2 2p^3$ $\uparrow\downarrow \uparrow \uparrow \uparrow$

أفلاك $2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z$

يبيّن هذا الترتيب الإلكتروني وجود إلكترون منفرد في كل من أفلاك $2p$ (فصين يضاوي الشكل متقابلين عند نقطة تكون فيها الكثافة الإلكترونية أقل ما يمكن) الثلاثة في ذرة النيتروجين. عندما تتشارك الذرتان هذه الإلكترونات، يتداخل فلك واحد فقط من كل ذرة نيتروجين مع فلك من ذرة أخرى رأسًا لرأس على طول المحور الذي يصل نواتي الذرتين لتكوين الرابطة التساهمية سيجما σ .

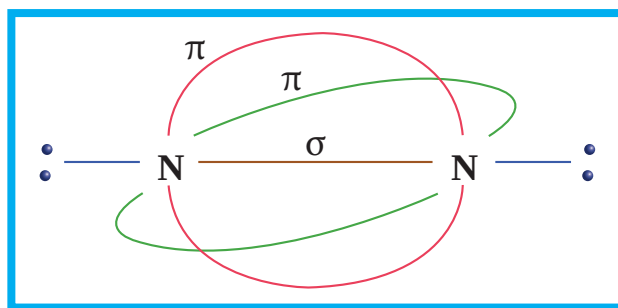
يتوازي فلكان من كل ذرة مع فلكين من الذرة الأخرى ($2p_z$ و $2p_z$ مثلاً)، ويحتوي كل فلك على إلكترون واحد (منفرد). عندما تتشارك ذرتا النيتروجين هذه الإلكترونات (زوجين من الإلكترونات)، تتداخل الأفلاك المتوازية جنبًا إلى جنب مكونة رابطتين تساهميتين من نوع باي π (شكل 5).



شكل (5)

يُنتج التداخل الجانبي (جنبًا إلى جنب) لفلكين ذريين فلكًا جزيئيًا ترابطيًا - باي π . تكون المنطقتان اللتان يقضي فيهما زوج إلكترونات الرابطة معظم وقته فلكًا جزيئيًا ترابطيًا واحدًا.

يتكوّن جزيء النيتروجين إذاً من ثلاث روابط تساهمية؛ واحدة سيجما σ واثنين باي π (شكل 6).



شكل (6)

ترابط ذرتا نيتروجين، برابطتي باي و رابطة سيجما، لتكوين جزيء نيتروجين (N_2)

خواص 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 إلا إذا تكوّنت الرابطة σ قبلها.
- بإمكان الجزيئات التي تحتوي على الرابطة π (رابطة تساهمية ثنائية وثلاثية) أن تدخل في تفاعلات كيميائية إضافية، وبخاصة في الكيمياء العضوية.

مراجعة الدرس 1-1

1. عرّف تداخل الأفلاك المحوري (رأساً لرأس). ماذا تُسمّى الرابطة التي تنتج عن هذا التداخل؟
2. عرّف تداخل الأفلاك الجانبي (جنباً إلى جنب). ماذا تُسمّى الرابطة التي تنتج من هذا التداخل؟
3. طبق نظرية رابطة التكافؤ في دراسة بنية كلّ من الجزيئات التالية: HF ، F_2 ، PH_3 . استعن بالجدول الدوري لتحديد العدد الذري.
4. حدّد عدد الروابط σ و π في كلّ من جزيئات المركّبات التالية، علماً أنّ: 7N ، 6C ، 1H
 - (أ) CO_2
 - (ب) NH_3
 - (ج) C_2H_2

دروس الفصل

الدرس الأوّل

الأفلاك المهجّنة

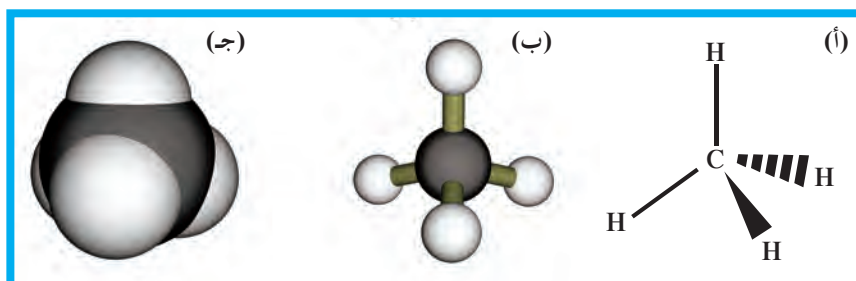
هل تساءلت يوماً كيف يمكنك رؤية هذه الكلمات؟ استطاع العلماء فهم أنّ الإدراك والتفكير والتعلّم تعتمد على أشكال الجزيئات وتغيّرها، فتعتمد عملية النظر على التغيّرات في أشكال الجزيئات في عينينا. وتعتمد عملية معالجة الإشارات أيضاً على التغيّرات نفسها، فهي تحوّل الصور التي تتلقّاها العين، بطريقة مذهلة ومعقّدة 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، وتحكّم بخواصّ الموادّ حولنا، بما في ذلك لونها وذوبانيّتها. وهي تساعد في تحديد ما إذا كانت مادّة ما جسماً صلباً أو سائلاً أو غازاً.



الأهداف العامة

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



شكل (7)

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

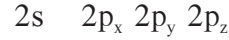
تبعاً لنظرية رابطة التكافؤ ، تكون ذرة اللافلز رابطة تساهمية عندما يمتلك أحد أفلاكها إلكترونات منفرداً وهذا يعني أن الذرة في حالة عدم وجود إلكترون منفرد فيها، تفقد قدرتها على التفاعل وتكوين الروابط (كحال الغازات النبيلة).

نلاحظ أن ذرة الكربون لا تحتوي إلا على إلكترونين منفردين $C: 1s^2 2s^2 2p^2$ أي أنها طبقاً لنظرية رابطة التكافؤ ، لا تستطيع تكوين إلا رابطتين تساهميتين. في حين تُظهر التجربة العملية أن ذرة الكربون C تستطيع تكوين أربع روابط تساهمية كما في جزيء الميثان شكل (7). لذا لا يمكن الاعتماد على نظرية رابطة التكافؤ لشرح الترابط في هذه الجزيئات ما استدعى التوصل إلى نظرية أخرى بإمكانها تفسير هذا الترابط. تسمى هذه النظرية نظرية الأفلاك المهجنة Hybrid Orbitals.

1. تهجين الأفلاك Hybridisation of Orbitals

أعطت نظرية رابطة التكافؤ وصفاً بسيطاً لتداخل الأفلاك نصف الممتلئة ، وتفسيراً مقبولاً لتكوين الروابط وعددها في جزيئات بسيطة عدّة وأشكالها. لم تتمكن هذه النظرية من تفسير عدد الروابط المتكوّنة في كثير من المركّبات ولا حتّى أشكالها ، وبخاصّة مركّبات الكربون (في الكيمياء العضوية مثلاً).

يظهر الترتيب الإلكتروني لذرة عنصر الكربون ما يلي:



لدى ذرة الكربون فلك $2p_z$ فارغ من الإلكترونات، فإذا استثمرت كمية كافية من الطاقة لنقل إلكترون من الفلك $2s$ إلى الفلك $2p_z$ ، ينتج فلك نصف ممتلئ. يصبح الترتيب الإلكتروني في مستوى الطاقة الخارجي في هذه الحالة كما يلي: ${}_6\text{C} : 2s^1 2p^3$.

تظهر هذه البنية أن الإلكترونات الأربعة غير المزدوجة لا تملك كمية الطاقة نفسها ويختلف شكل أفلاكها، لذلك تكون الروابط التي تنتج عنها مختلفة. فقد أظهرت التجربة العلمية أن الروابط الأربع التي تحيط بذرة الكربون في جزيء الميثان متماثلة تقريباً. بالتالي، تفسر نظرية تهجين الأفلاك هذه الظاهرة.

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

Types of Hybridisation

2. نماذج التهجين

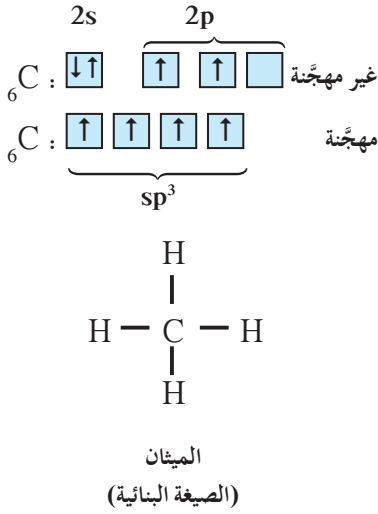
يعتمد التهجين على نوع الأفلاك التي اندمجت لتنتج الأفلاك المهجئة.

1.2 تهجين sp^3 : بنية الميثان CH_4

sp^3 Hybridisation: Structure of Methane CH_4

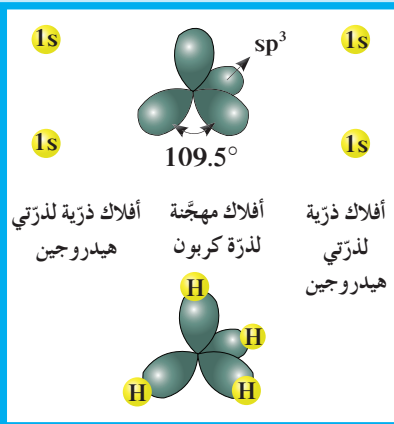
يمكن استخدام عملية تهجين الأفلاك لوصف الرابطة التساهمية لجزيء الميثان. فإذا استخدمنا أفلاكاً مهجئة من ذرة الكربون نجد أنه لكي يستطيع الكربون أن يقدم أربعة أفلاك تتداخل معها أفلاك $1s$ للهيدروجين، يجب أن نستخدم مجموعة من الأفلاك المهجئة sp^3 كما يوضح الشكل (8). فقد تم دمج فلك واحد $2s$ مع ثلاثة أفلاك $2p$ لتكوين أربعة أفلاك مهجئة sp^3 ، وهذه الأفلاك تشير في اتجاه قمم رباعي السطوح، وتكون زاوية رباعي السطوح بين هذه الأفلاك، وتساوي 109.5° . ونجد أن الأفلاك المهجئة sp^3 الأربعة لذرة الكربون تتداخل مع أفلاك $1s$ الأربعة لذرات الهيدروجين الأربع كما يوضح الشكل (9).

تحتوي ذرة 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 sp^3



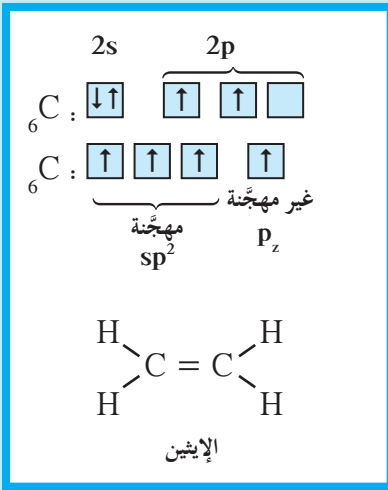
في جزيء الميثان، يتداخل كل فلك من الأفلاك المهجئة sp^3 الأربعة لذرة الكربون مع فلك $1s$ لذرة الهيدروجين. ما نوع الرابطة الناتجة، سيحما أم باي؟

2.2 تهجين sp^2 : بنية الإيثين C_2H_4

sp^2 Hybridisation: Structure of Ethene C_2H_4

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

يُستخدم اثنان من هذه الأفلاك المهجنة sp^2 للتداخل مع فلك ذرة الهيدروجين $1s$ ، في حين يتداخل الفلك sp^2 الثالث مع فلك مماثل على ذرة الكربون الأخرى، وهذا يفسّر جميع روابط $C-H$ في C_2H_4 ، وأحد أزواج الإلكترونات المنقسمة بين ذرتي الكربون. وبسبب الطريقة التي يتم بها تكوين أفلاك sp^2 ، يصبح لكل ذرة كربون فلك p ذري غير مهجن. عندما تقترب ذرتا الكربون الواحدة من الأخرى، يقترب هذان الفلكان p الواحد من الآخر جانبياً (جنباً إلى جنب) لتكوين رابطة ثنائية تتركز فيها السحابة الإلكترونية أعلى وأسفل محور الكربون - الكربون. وتشير النتائج التجريبية المخبرية إلى أن زوايا الروابط $H-C-H$ في جزيء الإيثين تساوي 120° تقريباً. ويوضح الشكل (11) كيف يبعد كل فلك مهجن عن الآخر بزاوية 120° ، وأن اثنين من الأفلاك sp^2 المهجنة لكل ذرة كربون يكوّنان أفلاكاً جزيئية ترابطية من النوع سيجمما σ مع الأفلاك الأربعة $1s$ الذرية لذرات الهيدروجين الموجودة. ويتداخل الفلك الثالث المتبقي من الأفلاك المهجنة لكل من ذرتي الكربون لتكوين رابطة سيجمما σ بين ذرتي الكربون، وتتداخل الأفلاك $2p$ غير المهجنة جنباً إلى جنب لتكوين رابطة من النوع باي π .

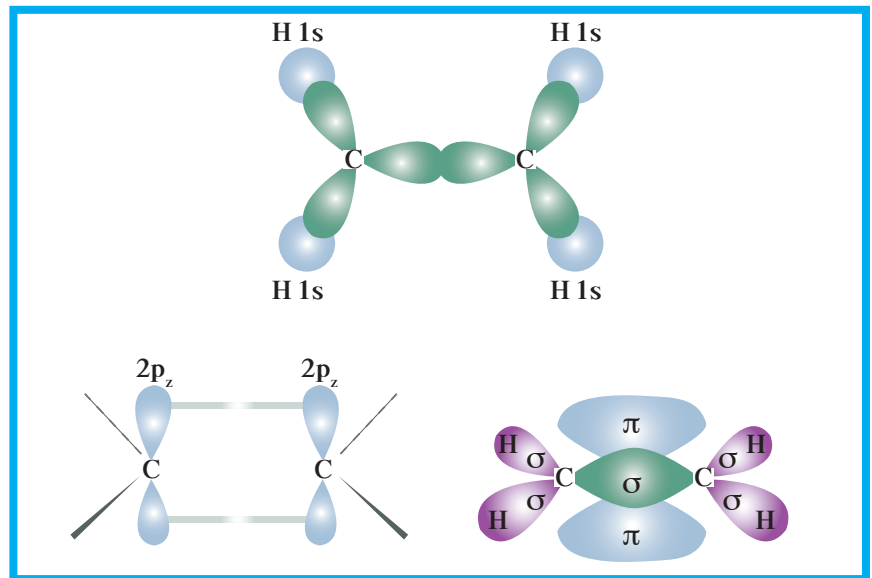


شكل (10)

التغيير في الترتيب الإلكتروني للحصول على sp^2

شكل (11)

في جزيء الإيثين، يتداخل فلكا sp^2 المهجنان من كل ذرة كربون مع فلكي $1s$ لذرتي هيدروجين لتكوين رابطتي سيجمما. ويتداخل فلكا sp^2 المهجنان ليكوّنا رابطة سيجمما بين ذرتي الكربون $C-C$ ويتداخل الفلكان الذريان p_z ليكوّنا رابطة باي.



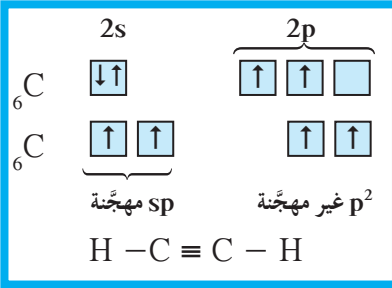
3.2 تهجين sp: بنية الإيثاين C_2H_2

sp Hybridisation: Structure of Ethyne C_2H_2

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

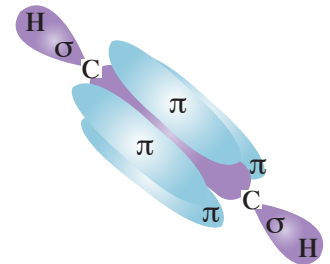
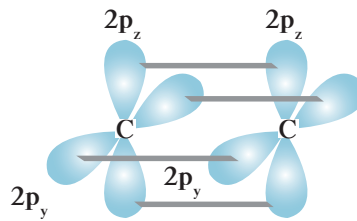
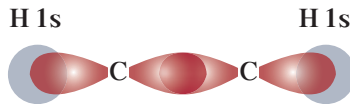
في حالة الإيثاين، ترتبط كل ذرة كربون بذرتين أخريين فقط هما ذرة كربون وذرة هيدروجين. لذلك يلزم فلكان لهذا الغرض، فيستخدم زوج من أفلاك sp المهجنة.

وكما هو متبع في الجزيئات الأخرى، يعتمد وصف الأفلاك المهجنة في الإيثاين على فهم خواص أخرى. فجزيء الإيثاين جزيء خطي، وأنسب وصف للفلك المهجن في هذه الحالة يمكن الحصول عليه من دمج الفلك الذري 2s مع فلك واحد فقط من الأفلاك الثلاثة 2p الذرية، ليتكون فلكان sp مهجنان لكل ذرة كربون (الشكل 12) وتشير النتائج التجريبية المخبرية إلى أن زوايا الروابط $H-C-C-H$ في جزيء الإيثاين تساوي 180° تقريباً. وكما هو موضح في الشكل (13)، يتكون الفلك الجزيئي الترابطي سيجما من تداخل فلك واحد sp من كل ذرة كربون، في حين يتداخل الفلك sp الآخر من كل ذرة كربون مع فلك 1s لكل ذرة هيدروجين، وتتكون أيضاً أفلاك جزيئية ترابطية. يتداخل زوج الأفلاك p الذرية غير المهجنة من كل ذرة كربون بالتداخل الجانبي (جنباً إلى جنب) ليتكون فلكان جزيئيان ترابطيان من النوع باي. وتمتلئ الأفلاك الجزيئية الترابطية الخمسة بالكامل بالإلكترونات الموجودة، وبذلك يتكون الترابط في جزيء الإيثاين من ثلاث روابط سيجما و رابطتين باي.



شكل (12)

التغير في الترتيب الإلكتروني للحصول على sp



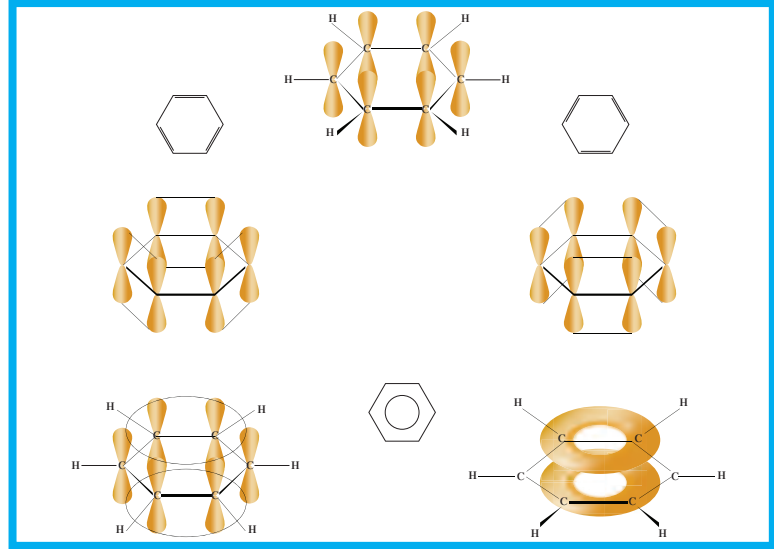
شكل (13)

في جزيء الإيثاين، يتداخل فلك مهجن واحد sp من كل ذرة كربون مع فلك 1s لذرة الهيدروجين ليكون رابطة سيجما، في حين يتداخل الفلك المهجن الآخر sp لكل ذرة كربون ليكون رابطة سيجما بين ذرتي الكربون $C-C$. ويتداخل الفلكان الذريان غير المهجنين المتبقين من الأفلاك الذرية p لكل ذرة كربون ليكونا رابطتي باي.

Benzene

4.2 بنزين

- يُعتبر 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 تبقى الحلقة متماسكة.
- يحدث تداخل جنبًا إلى جنب للأفلاك الذريّة p_z يؤدي إلى عدم تمرکز تام في نظام باي π ما يؤدي إلى إستقرار الجزيء.
- ذرات الهيدروجين موزّعة توزيعًا متكافئًا على الحلقة.
- كلّ ذرة كربون تقوم بعمل تهجين sp^2 والزوايا بين الروابط متساوية (120°) كما هو موضّح في الشكل (14).



شكل (14)
جزيء البنزين

مراجعة الدرس 1-2

1. ماذا تعني كلمة تهجين؟
2. عرّف الأفلاك المهجنة. ما الذي يحدّد عدد الأفلاك المهجنة في ذرة ما؟
3. اشرح 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

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

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1 - 1) الأفلاك الجزيئية

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

(1 - 2) الأفلاك المهجنة

- عندما يحصل الاندماج بين الأفلاك الذرية بوجود طاقة كافية، تنتج أفلاك ذرية مهجنة ذات خواص وسطية بين الأفلاك المندمجة، وتسمى هذه العملية تهجين الأفلاك.
- نحصل على وصف الشكل الجزيئي الذي يطابق تمامًا النتائج التجريبية بالاستعانة بالأفلاك الذرية.

خريطة مفاهيم الوحدة

استخدم المفاهيم الموضحة في الشكل التالي لرسم خريطة تُنظم الأفكار الرئيسة التي جاءت في الوحدة:



تحقق من فهمك

1. ميّز بين الرابطة سيجما σ والرابطة باي π من حيث الشكل والخواص والأفلاك التي تكوّنها.
2. اشرح تكوين الرابطة باي π في جزيء البنزين معتمداً على نظرية رابطة التكافؤ.
3. ما هي الأفلاك الذرية التي تندمج لتكوين جزيء Br_2 ؟ حدّد نوع الرابطة (σ و π).
4. اذكر الزاوية التي تنتج عن كل من أنواع التهجين التالية:

sp (أ)

sp² (ب)

sp³ (ج)

5. ما هو نوع التهجين للذرة التي تحتها خطّ في كل من الجزيئات التالية؟

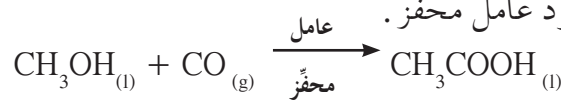
CH_2Cl_2 (أ)

BCl_3 (ب)

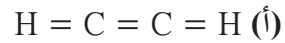
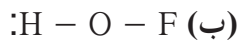
6. توقّع نوع الأفلاك المهجنة التي استخدمت في الذرة المركزية، والشكل الهندسي والزاوية في المركب SiH_4 .

اختر مهارتك

1. يعتبر حمض الأستيك حمضاً عضوياً ضعيفاً 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.



- (أ) اكتب الترتيب الإلكتروني لكل من العناصر التالية: ${}^8\text{O}$ و ${}^6\text{C}$ و ${}^1\text{H}$.
 - (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 تشابه الرابطتان اللتان تربطان ذرة الكربون بكل من ذرتي الأكسجين؟
 - (هـ) ما هو نوع التهجين لكل من ذرتي الكربون في حمض الأستيك؟
2. هل تتوزّع الذرات بشكل صحيح في كل من الجزيئات التالية أم لا؟ ثم اكتب الترتيب الصحيح في حالة الترتيب الخطأ.



- هنالك واحدة أو أكثر من الروابط غير الصحيحة في كل من الترتيبات الإلكترونية السابقة. حدّد الروابط غير الصحيحة وصحّح الخطأ، ثم اكتب الترتيب الإلكتروني النقطي لكل من الجزيئات. حدّد نوع التهجين لكل من ذرتي الكربون في المركب (أ)، علماً أن: ${}^1\text{H}$ ، ${}^6\text{C}$ ، ${}^7\text{N}$ ، ${}^8\text{O}$ ، ${}^9\text{F}$ ، ${}^{53}\text{I}$ ، ${}^{17}\text{Cl}$.

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. يُستخدم هذا الحمض في تصنيع الأقمشة وفي إزالة الدهون والطلاء، كما يُستخدم كمزيل للصدأ والترسبات الكلسية. حدّد نوع التهجين لكلّ من ذرتي الكربون. علّل 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. يُستخدم هذا الغاز في الكيمياء العضوية وبخاصّة في تفاعلات البلمرة، كما يُستخدم كعامل حفّاز.

فلوريد البيريليوم هو مركّب غير عضوي له صيغة جزيئية BeF_2 ، ويُستخدم في كيمياء الحياة. يذوب فلوريد البيريليوم بسهولة في الماء وهو سامّ جدًّا.

(أ) أكتب الترتيب الإلكتروني لكلّ من العناصر التالية: F ، B ، Be موضّحًا الأفلاك الذرية 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 طبقت قاعدة الثمانية في كلّ من هذين الجزيئين؟ اشرح.

مشاريع الوحدة

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

فصول الوحدة

الفصل الأول

- المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة

الفصل الثاني

- الخواص العامة للمحاليل المتجانسة

أهداف الوحدة

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

معالم الوحدة

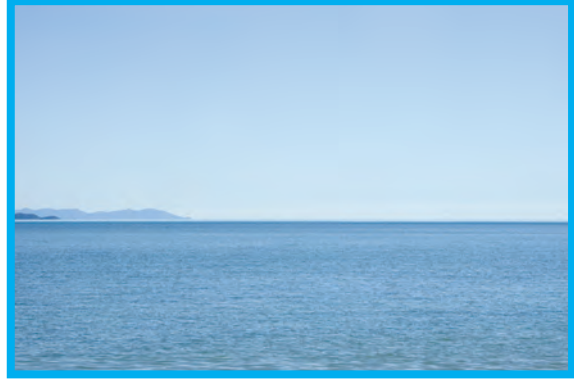
اكتشف بنفسك: مشاهدة التوتّر

السطحي

ارتباط الماء بالصحة: الماء ومزاولة

الرياضة

الكيمياء في خدمة البيئة: إنّه الماء



إنّا نعيش على الكوكب الأزرق. الأزرق هو اللون الذي منحه الماء لكوكب الأرض. يؤدّي الماء دوراً حاسماً في حياة البشر والحيوانات والنباتات، علماً أنّ 0.3% فقط من مخزون الماء الإجمالي هي النسبة الصالحة للشرب، وأنّ هذه الكميّة الصغيرة مهدّدة بأخطار التلوّث. فمع مرور الوقت، تتضاءل كميّة الماء الصالحة للشرب نتيجة الملوثات الكيميائية، كالمياه الملوّثة الناتجة عن الصناعة والزراعة، ومياه الصرف الصحيّ 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 كمدب.

اكتشف بنفسك

مشاهدة التوتّر السطحي

لإجراء هذا النشاط يجب توفر ما يلي:

- ورق مشمّع، مسطرة، كوب، ماء صنبور، سائل للجلي.
 - ضّع ورقة مشمّعة مساحتها 51 cm^2 على سطح مستو.
 - ضّع نقاطاً من الماء من ارتفاع حوالى 20 cm على وسط الورقة المشمّعة.
 - اضف نقطة واحدة من سائل الجلي إلى نصف كوب ماء وحرك محتوياته.
 - كرّر الخطوتين 1 و2 مستخدماً المحلول المخفّف من السائل بدلاً 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 للخواص الفيزيائية للماء وتفسّرهما. وبعد دراستك الكاملة لهذا الفصل، راجع اقتراحاتك.

المحاليل المائية المتجانسة وغير المتجانسة Homogeneous and Heterogeneous Aqueous Solutions

دروس الفصل

الدرس الأول

الماء كمذيب قوي

الدرس الثاني

المحاليل المائية

الدرس الثالث

الأنظمة المائية غير المتجانسة

يتوزع الماء على الكرة الأرضية على النحو التالي:
97% في المحيطات ، أقل من 2.999% في الأنهر والآبار والمتجمّدت
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 هامة موضّحة
في الجدول التالي:

اسم المركّب	الجزيء	درجة الانصهار (°C)	درجة الغليان (°C)
الماء	H ₂ O	0	100
كبريتيد الهيدروجين	H ₂ S	-83	-63
سيلينيد الهيدروجين	H ₂ Se	-65	-45
تيلوريد الهيدروجين	H ₂ Te	-49	-2



الأهداف العامة

• يصف الرابطة الهيدروجينية في جزيء ماء.



شكل (15)

صورة مأخوذة من قمر اصطناعي لكوكب الأرض

عندما رأى رواد الفضاء في المركبة أبولو-8 كوكبهم (كوكب الأرض) على بعد آلاف من الكيلومترات في ديسمبر 1968، أطلقوا عليه اسم «الكرة أو اللؤلؤة الكبيرة الزرقاء». ويوضح الشكل (15) كيف يغطي الماء حوالي ثلاثة أرباع سطح الأرض، ويدخل في تركيب القشرة الأرضية والكائنات الحية أيضًا، وهو موجود في الجو على هيئة بخار. وتكثف هذا البخار، عند انخفاض درجة الحرارة سواء في صورة ضباب أو سحب أو سقوطه على شكل مطر أو صقيع، يحوله إلى صورة أخرى من الماء. ما هي خواص الماء التي تجعل هذه المادة الفريدة ضرورية وأساسية للحياة على الأرض؟



شكل (16)

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

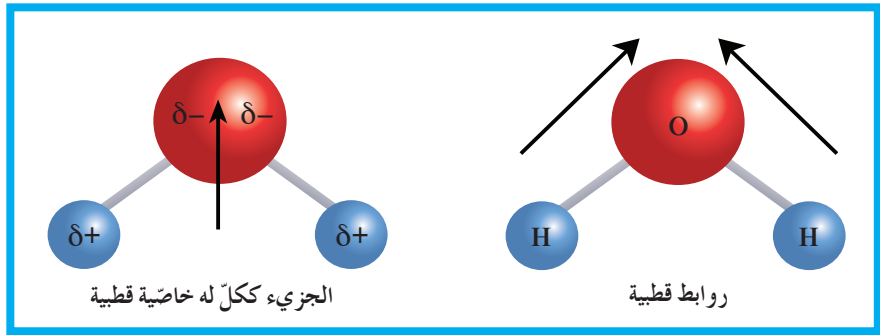
Water Molecule

1. جزيء الماء

الماء مركّب مميز وفريد، فهو أساس جميع صور الحياة على الأرض، ولا يمكن أن توجد حياة نباتية أو حيوانية إلا بوجود الماء (شكل 16). ويغطي الماء السائل في المحيطات والبحيرات والأنهار 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.

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

يظهر بخار الماء الناتج عن تبخر المياه السطحية وعن المراحل (مسخّات الماء) أو عن البراكين دائماً في الغلاف الجوّي للأرض . والماء جزئي 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 جزئياً ، في حين تكتسب ذرّات الهيدروجين الأقلّ سالبية كهربائية شحنة موجبة جزئياً . 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 خاصية قطبية كما هو موضّح في الشكل (17) .

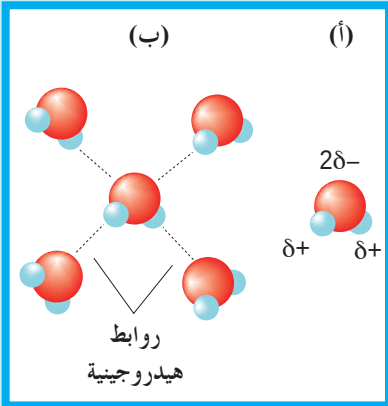


شكل (17)

قطبية الروابط في جزيء الماء متساوية ، لكنها لا تلغي بعضها الآخر بسبب شكلها الزاوي الموضّح في الشكل . وعلى الرغم من ذلك فإنّ جزيء الماء ككلّ له خاصية قطبية .

ويجذب الهيدروجين الموجب جزئياً في أحد الجزيئات الأكسجين السالب جزئياً في جزيء آخر مكوناً رابطة هيدروجينية . وعلى الرغم من ضعف هذه الرابطة ، فإنّها تؤدي إلى تجمع جزيئات الماء كما هو موضّح في الشكل (18) .

ويعود سبب بعض الخواص الهامّة للماء ، مثل ارتفاع درجة الغليان وحرارة التبخير والتوتر السطحي والسعة الحرارية النوعية وانخفاض الضغط البخاري عن المركّبات المشابهة لها ، إلى تجمع 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؟

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 التنفس أو من خلال الفضلات التي يُخرجها من جسمه، والتي تتمثل بالدرجة الأولى في البول. وتتراوح قيمة فقدان الإنسان للماء أثناء فترات الراحة وعدم مزاولة الرياضة بين 100 mL/h و 52 mL/h. وبالطبع، يجب تعويض هذه الكمية حتى لا يتعرض الجسم للجفاف. وينصح الأطباء بتناول ثمانية أكواب من الماء على الأقل يوميًا.

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

كان موضوع تناول الرياضيين للماء أثناء المسابقات الرياضية مثيرًا للجدل في الماضي. أما اليوم، فاتفق الأطباء والاختصاصيون الفسيولوجيون على ضرورة تناول الرياضيين الماء أثناء المسابقات الرياضية، ليحافظوا على صحتهم ويبدلوا أقصى جهد ممكن.

وللماء قدرة على الإذابة تُعزى إلى القيمة العالية لثابت العزل الخاصة به، وإلى تجمع دقائق الماء القطبية التي تفصل الأيونات المختلفة الشحنة للمذاب بعضها عن بعض وتجذبها بعيدًا الواحدة عن الأخرى. وقد يحدث في بعض الأحيان أن يكون اتحاد الأيونات بدقائق الماء قويًا جدًا لدرجة أن الملح، عندما يتبلر من المحلول المائي، تنفصل البلورات وتتحد بالماء، ما يُسمّى ماء التبلر، مثل كبريتات النحاس (II) الزرقاء $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ والجبس $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

مراجعة الدرس 1-1

1. صف تكوين الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء.
2. ما هي الأسباب التي تعزى إليها الخواص الهامة للماء؟ عدّد هذه الخواص.
3. ما هو سبب تكوّن ماء التبلر؟

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 نشتره أو نحضّره في المختبر
كلّ ما نشتره 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، كمواّد أولية للصناعة الإلكترونية. وتوفّر تلك الغازية بيئات خاصة للغطّاسين وتسهيلات لتخزين الموادّ الغذائية. ينفذ الكيميائيون تفاعلات عدّة في المحاليل السائلة (شكل 19)، ويرجع ذلك إلى 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 كيميائيًا في صورة نقية وصافية، ذلك لأنّه يذيب الكثير من الموادّ التي تتواجد معه. على سبيل المثال، يحتوي ماء الصنبور على كمّيات مختلفة من المعادن والغازات الذائبة كتلك الموجودة في ماء الينابيع والأنهر والبحيرات والمحيطات. عيّنات الماء التي تحتوي على موادّ ذائبة تُسمّى المحاليل المائية، ويُسمّى الوسط المذيب في المحلول (المذيب Solvent)، فيما تُسمّى الدقائق المذابة (المذاب Solute). فعندما يذوب كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) في الماء، يُعتبر الماء مذيبًا وكلوريد الصوديوم مذابًا. إذا حضّرت عصير ليمون، فما هو المذيب وما هو المذاب؟



شكل (20)

الحجم الصغير لجسيمات المذاب يسمح للجسيمات بالمرور والنفاذ من خلال ورقة الترشيح كما يوضح لون المحلول ولون الترشيح أثناء عملية الترشيح.

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

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

جدول (1)

الأنواع الشائعة من المحاليل

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

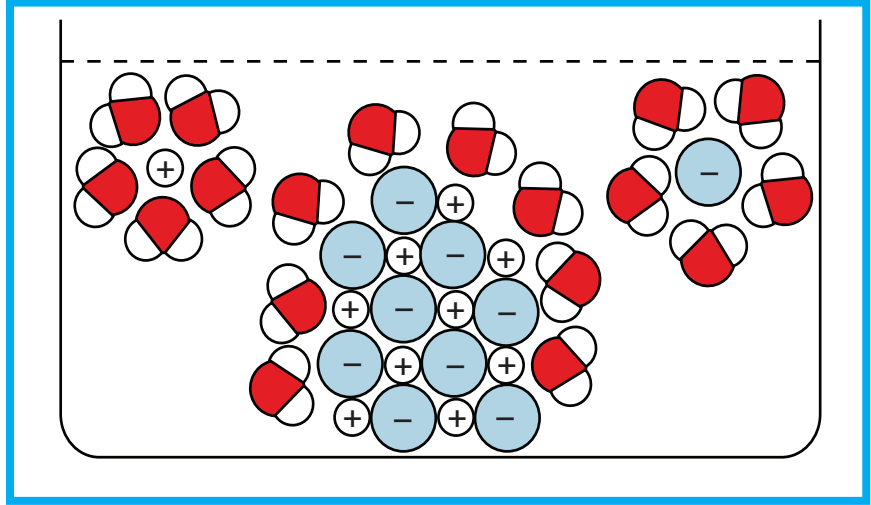
2. عملية الإذابة وتكوين المحلول

Solvation and the Solution Process

(أ) ذوبان المركّبات الأيونية Dissolution of Ionic Compounds

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

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



شكل (21)

عندما تذوب مادة صلبة أيونية تتم إماهة أيوناتها وتصبح مُحاطة بجزيئات المذيب. لماذا تتحرك جزيئات الماء وتتوجه بطريقة مختلفة حول أنيونات وكاتيونات المذاب؟

في بعض المركّبات الأيونية، يكون التجاذب بين الأيونات في بلّورات تلك المركّبات أقوى من التجاذب الذي تُحدّثه 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. المركبات الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية

Electrolytes and Non-Electrolytes

المركبات التي توصل التيار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة تُسمى مركبات إلكتروليتية Electrolytes. جميع المركبات الأيونية مركبات إلكتروليتية. فعلى سبيل المثال، كلوريد الصوديوم وكبريتات النحاس (II) وهيدروكسيد الصوديوم كلها مركبات تذوب في الماء. نشير إلى أن الإلكتروليتات توصل الكهرباء إما في المحلول أو في الحالة المنصهرة، فكبريتات الباريوم مثال على مركب أيوني يوصل الكهرباء في الحالة المنصهرة ولا يوصلها في المحلول المائي لعدم ذوبانيته في الماء. المركبات التي لا توصل التيار الكهربائي سواء في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة تُسمى مركبات غير إلكتروليتية Non-Electrolytes لأنها مركبات لا تتكون من أيونات. وبالتالي، تكثر المركبات التساهمية (الجزيئية) غير الإلكتروليتية، بما فيها معظم مركبات الكربون كقصب السكر والكحول الطَّبِّي. ويوجد الكثير من المركبات التساهمية (الجزيئية شديدة القطبية) غير الموصلة، أو بمعنى آخر غير إلكتروليتية في حالتها النقية، ولكنها تتفاعل مع الماء وتذوب فيه لتنتج أيونات، فتصبح محاليل موصلة. ويُقال عن مثل هذه المركبات إنها تأينت (لاحظ في مثل هذه الحالة أن إنتاج الأيونات في محلول ما لا يقتصر على المركبات الأيونية فحسب، ولكن هناك بعض المركبات التساهمية التي يمكنها إنتاج أيونات عند إذابتها في الماء). نذكر من هذه المركبات التساهمية غاز الأمونيا $\text{NH}_3(\text{g})$ وغاز كلوريد الهيدروجين $\text{HCl}(\text{g})$ (شكل 23) اللذين لا يوصلان الكهرباء في حالتها النقية. لكن عند إذابة غاز الأمونيا في الماء مثلاً يتكوّن أيون الأمونيوم (NH_4^+) وأيون الهيدروكسيد (OH^-) ، ويصبح المحلول المائي للأمونيا قادراً على توصيل الكهرباء، أي يصبح إلكتروليتاً.



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



شكل (23)

محلول كلوريد الهيدروجين أو حمض الهيدروكلوريك والأمونيا هما المثال الأفضل على المركبات التساهمية التي يُمكن أن توصل التيار الكهربائي.

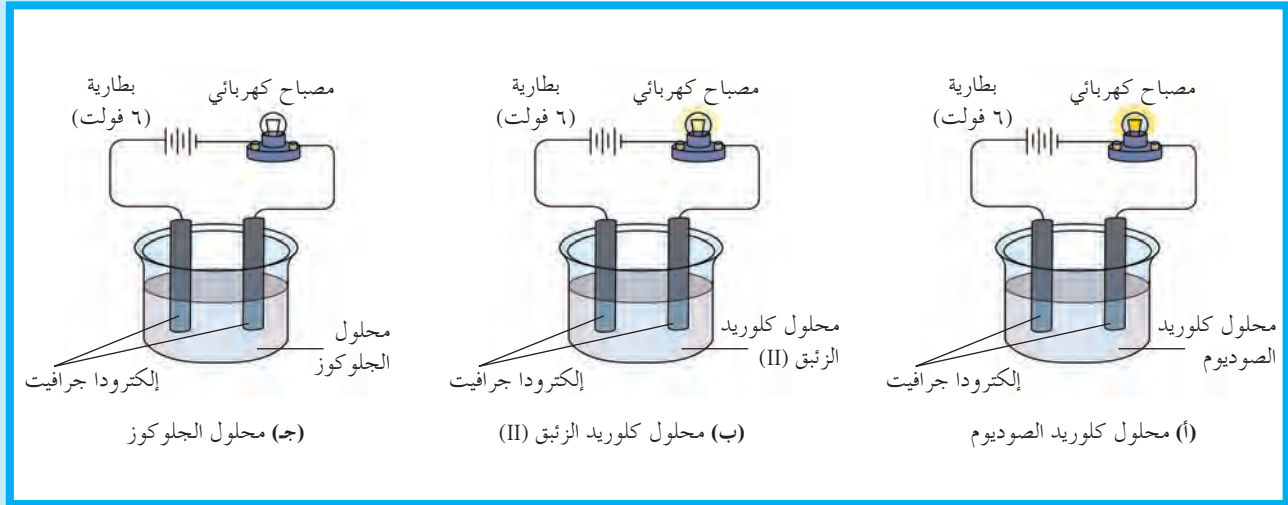
1.3 الإلكتروليتات ودرجة التأين

Electrolytes and Degree of Ionisation

تختلف الإلكتروليتات في قوة توصيلها للتيار الكهربائي باختلاف درجة تفككها (تأينها)، ويمكن توضيح ذلك باستخدام جهاز اختبار درجة التأين كالموضح في الشكل (24). فعندما يحدث التوصيل الكهربائي عبر إلكترودين، يمكن للتيار الكهربائي أن يسري وعندئذ يضيء المصباح الكهربائي. فإذا غمرنا هذين الإلكترودين في محلول كلوريد الصوديوم، سيضيء المصباح بشدة. أما إذا غُمر هذين الإلكترودين في محلول كلوريد الزئبق (II)، يكون ضوء المصباح خافت وضعيف، لذلك يُقال إن كلوريد الزئبق (II) إلكتروليت ضعيف، كما هو موضح في الشكل (25).



شكل (24)
جهاز لقياس درجة التأين
في المحلول.



شكل (25)

اختبار وجود إلكتروليت في محلول.
يوضح الشكل (أ) أن كلوريد الصوديوم إلكتروليت قوي يتأين في الماء، وتتحرك أيوناته في المحلول، ويوصل التيار الكهربائي بشدة. يوضح الشكل (ب) أن كلوريد الزئبق (II) إلكتروليت ضعيف لأنه يتأين جزئياً في الماء (يحتوي المحلول على أيونات قليلة)، ويوصل القليل من الكهرباء (ينقله بشكل ضعيف). يوضح الشكل (ج) أن الجلو كوز غير إلكتروليتي لأنه لا يتأين في الماء. هل يوصل الكحول الإيثيلي (C_2H_5OH) التيار الكهربائي علماً أنه مركب 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 بلورات $HgCl_2$ غير متأينة. وعندما يذوب إلكتروليت قوي في الماء، فإنه يتفكك تفككاً كاملاً ويتواجد على شكل أيونات منفصلة. على سبيل المثال، إن كلوريد الصوديوم إلكتروليت قوي وتتواجد كمية كبيرة منه مذابة على شكل أيونات Na^+ و Cl^- منفصلة تتحرك في المحلول وتوصل التيار الكهربائي. في محلول الجلو كوز، وهو مركب غير إلكتروليتي، نجد أن المصباح لا يضيء، كما يوضح الشكل (25). ما هو تركيب الجلو كوز؟ وبماذا تفسر هذا التركيب في عدم توصيل محلوله للتيار الكهربائي، أو بمعنى آخر أن الجلو كوز غير إلكتروليتي؟ يوضح الجدول (2) بعض المركبات الإلكتروليتية وغير الإلكتروليتية.

إلكتروليت قوي	إلكتروليت ضعيف	غير إلكتروليتي
أملاح تذوب في الماء KCl MgSO ₄ KClO ₃ CaCl ₂	هاليدات الفلزّات الثقيلة HgCl ₂ PbCl ₂	معظم المركّبات العضوية الجلوكوز الجليسرين
القواعد (غير عضوية) NaOH KOH	القواعد (غير عضوية) NH ₃	
الأحماض (غير عضوية) HCl HBr HI HNO ₃ H ₂ SO ₄ HClO ₄	الأحماض (عضوية) حمض الأسيتيك CH ₃ COOH	
	القواعد (عضوية) أنيلين C ₆ H ₅ NH ₂ (ضعيف جدًا)	

جدول (2)

أمثلة على بعض الإلكتروليّات القويّة والإلكتروليّات الضعيفة وغير الإلكتروليّية

مراجعة الدرس 1-2

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

الأهداف العامة

- يقارن بين بعض محاليل المواد المعلقة والمواد الغروية .
- يصف ظاهرة تئدال .

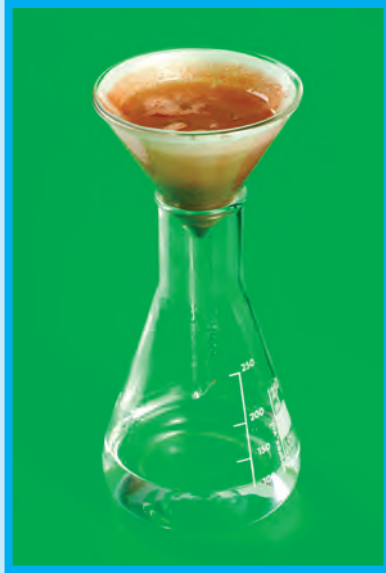


شكل (26)
طبق من حلوى الجيلاتين

أنظر محتويات الطبق الموضح في الشكل (26). إنها تتذبذب وتهتز أثناء تحريكها حركة بسيطة ، وتذوب عندما تضعها في فمك. تُسمى هذه المحتويات الجيلاتين، وهو من أشهر الحلويات في العالم. ومن الطريف أيضاً أن الجيلاتين يُعتبر من الوجبات المفضلة لرواد الفضاء في خلال رحلاتهم في الفضاء. والجيلاتين نوع من أنواع المخاليط ويُسمى المحلول الغروي. ما هو المحلول الغروي وما هي صفاته؟

1. المواد المعلقة Suspensions

المواد المعلقة هي أمثلة على المخاليط غير المتجانسة. والمواد المعلقة Suspensions هي مخاليط إذا تُركت لفترة زمنية قصيرة تترسب جسيمات المادة المكونة منها في قاع الإناء (لا يحدث هذا في حالة المحاليل الحقيقية، أي مخاليط متجانسة، فجسيماتها لا تترسب مهما طال الزمن). فإذا وُضعت مادة صلبة مثل الدقيق أو الطباشير في الماء ورُجّ المحلول، أمكن بسهولة رؤية جسيمات المادة المعلقة في المحلول بالعين المجردة أو بالمجهر.



شكل (27)

المعلق هو خليط غير متجانس. ويمكن إزالة الجسيمات المعلقة بواسطة عملية الترشيح.

وإذا تُركت هذه المادة لفترة زمنية قصيرة بدون رجّ، فإنها تترسّب في قاع الإناء، ويُسمّى محلول الدقيق أو الطباشير بالمعلق. يختلف المعلق عن المحلول الحقيقي لأنّ الجسيمات المكوّنة له أكبر بكثير من الجسيمات المكوّنة للمحلول الحقيقي، فقطر كلّ جسيم من جسيمات المعلق أكبر من 1000 nm. أمّا في حالة المحلول الحقيقي، فقطر الجسيم يساوي عادة حوالي 1 nm. ويُعتبر المعلق خليطاً 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. فتُحجز جسيمات البنّ المعلقة بواسطة ورقة الترشيح، في حين يمرّ الماء الصافي من خلال ورقة الترشيح ويتجمّع في الدورق المخروطي.

Colloids

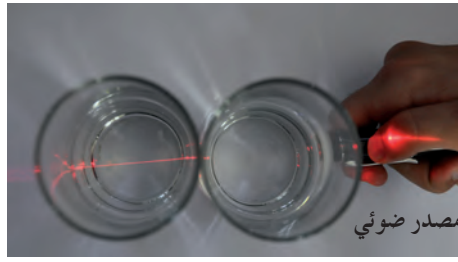
2. الغرويات

الغرويات Colloids مخاليط تحتوي على جسيمات، ويتراوح قطر كلّ جسيم منها بين قطر جسيم المحلول الحقيقي وقطر جسيم المعلق، أي بين 1 nm و 1000 nm. والمادة التي تكوّن الجسيمات الغروية تُسمّى الصنف المنتشر، في حين يُسمّى الوسط الذي توجد فيه الجسيمات الغروية وسط الانتشار، الذي يمكن أن يكون صلباً أو سائلاً أو غازاً. 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، ولكنها تبدو صافية عند تخفيفها تخفيفاً شديداً. لا يمكن حجز جسيماتها بواسطة ورق الترشيح، وإذا تُركت مدّة محدّدة بدون رجّ، لا تترسّب في قاع المحلول مثل المعلّقات.

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

مثال	النوع	النظام	
		وسط الانتشار	الصنف المنتشر
	رغوة	سائل	غاز
	هلام	صلب	غاز
	مستحلب	سائل	سائل
	أيروسول	غاز	سائل
	دخان	غاز	صلب
	محلول غروي هلامي القوام (جلّ gel)	سائل	صلب

جدول (3)
بعض الأنظمة الغروية



محلل غروي

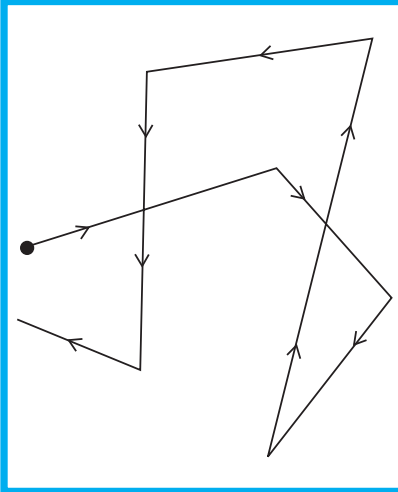
(ب) تشتت جسيمات الغرويات الضوء في جميع الاتجاهات (ظاهرة تندال)، في حين لا تلاحظ هذه الظاهرة في المحاليل الحقيقية.



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

شكل (28)

اختبار الضوء الذي يوضح ظاهرة تندال، أي تشتت الضوء في حالة الغرويات وعدم انعكاسه في حالة المحاليل المتجانسة.



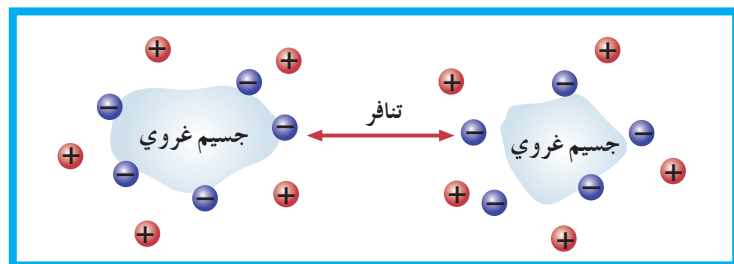
شكل (29)

الحركة البراونية التي تحدثها الجسيمات الغروية.

Brownian Motion

3. الحركة البراونية

بالنظر إلى المحلول الغروي المضاء بواسطة المجهر، تظهر الجسيمات الغروية في حركة دائمة غير منتظمة وبشكل متعرج. تُسمى هذه الحركة الحركة البراونية **Brownian Motion** نسبة إلى مكتشفها العالم روبرت براون Robert Brown (1772-1858). تُلخص الحركة البراونية باصطدام جزيئات السائل المتحركة بالجسيم الغروي، فتعمل على حركتها. بالتالي، تمنع هذه الاصطدامات جسيمات الغروي من الترسب في قاع الإناء. يوضح الشكل (29) الحركة البراونية. تُقسم الغرويات إلى محب للماء وكاره للماء. تحتوي الغرويات المحبة للماء على جزيئات كبيرة مثل البروتين، تتداخل مع الماء عن طريق الأيون ثنائي قوى الاستقطاب (الكهربائية متساوية القوة، لكن مضادة في الشحنة وتفصل بينها مسافة قصيرة مثل حمض الأمينوإيثانويك $(H_3N^+CH_2COO^-)$. أما الغرويات الكارهة للماء فغير ثابتة وتستطيع جزيئاتها أن تتكتل وتتجمع معاً، مثل قطرات الزيت على سطح الماء. ويمكن جعل المحلول الغروي الكاره للماء أكثر ثباتاً بإضافة محلول إلكتروليتي. تستطيع الأيونات الموجودة في الوسط الذي يحيط بالجسيمات الغروية أن تتجمع 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 نوعاً واحداً من الشحنات). قوى التنافر الإلكتروستاتيكية الموجودة بين الجزيئات تعمل على منع تكتل الجزيئات الغروية. وهذه العملية موضحة في الشكل (30).



شكل (30)

تنافر الجسيمات الغروية الكارهة للماء بعد إضافة محلول إلكتروليتي.

فقرة إثرائية

الكيمياء في خدمة البيئة

إنه الماء



يتغير أحياناً دوران الماء عن مساره العادي لأسباب لا يستطيع العلماء تفسيرها، ما يسبب تغيرات رئيسة في الأحوال الجوية في أجزاء كبيرة من الكرة الأرضية. مثال على أحد هذه التغيرات هو "أل نينو" El Nino.

يبدأ أل نينو في مياه البحار والمحيطات الواقعة شمال خط الاستواء حيث يسخن سطح الماء بسرعة بفعل أشعة الشمس الساقطة عمودياً عليه، ويميل لأن يبقى دافئاً لأن حرارة الماء كامنة ومرتفعة. ولأن الماء الدافئ أقل كثافة من الماء البارد، يبقى ساكناً على سطح البحار والمحيطات.

وبالتحرك باتجاه الشرق، فإن الماء الدافئ الناتج عن أل نينو يصل إلى ساحل أميركا الجنوبية. يبقى الماء البارد الغني بالمواد الغذائية ساكناً 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 لأنه يتغذى على هذه الحيوانات والنباتات الدقيقة.

ويكون تأثير المحيط على الأحوال الجوية في العالم أكثر وضوحاً أثناء حدوث أل نينو.

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

الخاصية	النظام		
	المعلّق	الغروي	المحلول
نوع الجسيمات المكوّن منها النظام	جسيمات كبيرة أو جسيمات متجمّعة	جزيئات أو جسيمات أكبر من المحلول وأصغر من المعلّق	أيونات، ذرات، جزيئات صغيرة
حجم الجسيم (تقريباً)	1000 nm وأكبر	1-1000 nm	0.1-1 nm
تأثير الضوء	لا يشعّ	يحدث ظاهرة تndال	يحدث ظاهرة تndال
تأثير الجاذبية الأرضية	ثابت لا ينفصل	ثابت لا ينفصل	ثابت لا ينفصل
الترشيح	لا تُحجّز الجسيمات على ورقة الترشيح	لا تُحجّز الجسيمات على ورقة الترشيح	لا تُحجّز الجسيمات على ورقة الترشيح
التجانس	غير متجانس	بين متجانس وغير متجانس	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 تndال؟
3. ما هي الحركة البراونية؟

الخواص العامة للمحاليل المتجانسة

General Properties of Homogenous Solutions

Solutions

الفصل الثاني

دروس الفصل

الدرس الأول

التفاعلات في المحاليل المائية

الدرس الثاني

العوامل المؤثرة على الذوبانية في المحاليل

الدرس الثالث

تركيب المحاليل

الدرس الرابع

الحسابات المتعلقة بالخواص المجمعة للمحاليل

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

تعلمت في المراحل السابقة التمييز بين المحاليل المتجانسة (المحاليل النقية) وغير المتجانسة (المواد المعلقة)، وتعرفت أن المحاليل مكونة من مذاب ومذيب في حالات فيزيائية مختلفة (غاز وسائل وصلب).

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

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

ولدراسة هذه المعادلات الكيميائية، ستتعلم أن تحسب التركيز بطرائق مختلفة: النسبة المئوية الكتلية، النسبة المئوية الحجمية، الكسر المولي، المولارية، والمولالية. تجدر الإشارة إلى أنك تستطيع تحضير محاليل تركيزها أقل من المحلول المعياري من خلال التخفيف. وانطلاقاً من معرفة المذيب والمولالية ستتمكن من حساب التغير بدرجة غليان المحلول ودرجة تجمّد المحلول.



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 أيضاً 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. وستعرّف الأسباب المؤدّية إلى تكوّن الراسب، مع العلم أنّ تكوّن راسب وتكوّن ماء وانبعاث الحرارة وتكوّن غاز هي من مؤشّرات حدوث التفاعل التي تعلّمناها في الصفوف السابقة.

1. المعادلة النهائية لتفاعل الترسيب

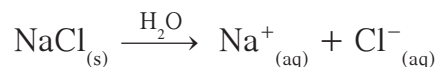
Net Equation for Precipitation Reaction

درست سابقاً أنّ الترسيب هو أحد مؤشرات حدوث تفاعل كيميائي، وتُسمى هذه العملية الترسيب. أمّا الصلب المتكوّن الذي ينتج عن هذا التفاعل فيُسمى الراسب. تحدث التفاعلات الكيميائية التي ينتج عنها راسب عند مزج محلولين مائيين، بحيث يكون المحلول مزيّجاً متجانساً من مادة أو مادّتين. ومن أجل كتابة معادلة نهائية لتفاعل ترسيب ما Net Equation for a Precipitation Reaction، يجب معرفة صيغ المتفاعلات، النواتج، عملية الإذابة والقواعد العامة للذوبانية.

1.1 إذابة مركّب أيوني في الماء

Dissolution of Ionic Compound in Water

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



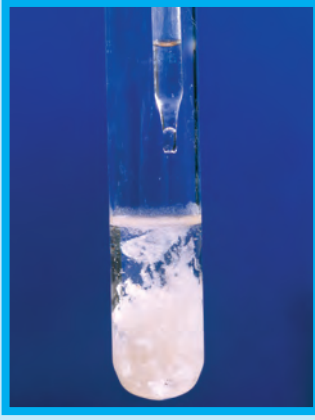
تختلف ذوبانية المركّبات الأيونية في الماء، فمنها ما هو ذو ذوبانية عالية، ومنها ما هو قليل الذوبانية ومنها مركّبات لا تذوب أبداً. ونكتب في المعادلات الكيميائية المركّبات الصلبة التي لا تذوب، حتّى لو كانت في المحلول.

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

2.1 قواعد الذوبانية Laws of Solubility

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

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



شكل (32)

تكوّن راسب أبيض من كلوريد الفضة AgCl عند إضافة محلول نترات الفضة AgNO_3 على محلول حمض الهيدروكلوريك HCl .

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:

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

• الأملاح التي يكون أحد كاتيوناتها (NH_4^+ ، K^+ ، Na^+)، أو أحد أنيوناتها (ClO_3^- ، NO_3^- ، CH_3COO^- ، ClO_4^-).

• الأملاح التي يكون أحد أنيوناتها (Cl^- ، Br^- ، I^-)، إلّا إذا ارتبطت بأحد الكاتيونات التالية: (Pb^{2+} ، Ag^+ ، Hg^{2+}). عندئذ، يتكوّن ملح لا يذوب ويترسّب على شكل صلب. مثال على ذلك، تكوّن الراسب كلوريد الفضة الأبيض في الشكل (32).

• الأملاح التي يكون أحد أنيوناتها (F^-)، إلّا إذا ارتبطت بأحد الكاتيونات التالية: (Ca^{2+} ، Sr^{2+} ، Mg^{2+} ، Pb^{2+} ، Ba^{2+}). عندئذ، يتكوّن ملح لا يذوب ويترسّب على شكل صلب.

• الأملاح التي يكون أحد أنيوناتها (SO_4^{2-})، إلّا إذا ارتبطت بأحد الكاتيونات التالية: (Ag^+ ، Sr^{2+} ، Ba^{2+} ، Pb^{2+} ، Ca^{2+}).

ثانياً: 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 ذوباناً من عناصر المجموعة 1A.

جدول (5)

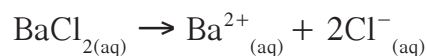
المركّبات الأيونية التي لا تذوب في الماء.

3.1 تحديد الراسب Precipitate Determination

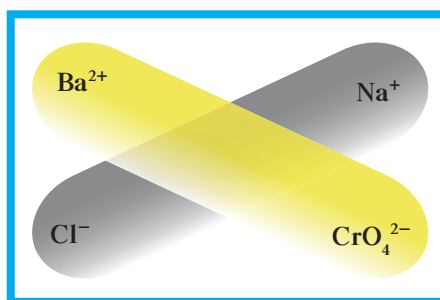
لنحدد الراسب في تفاعل ترسيب ، يجب اتباع خطوات عدّة مع الاستعانة بقواعد الذوبانية الموضّحة سابقاً. لتحديد الراسب عند مزج محلولي كلوريد الباريوم وكرومات الصوديوم مثلاً ، يجب اتباع الخطوات التالية:

1. كتابة صيغ مركّبات المحلولين: BaCl_2 و Na_2CrO_4 .

2. كتابة الأنيونات والكاتيونات لكلّ من المحلولين:



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



شكل (33)

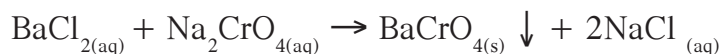
المركّبات المحتمل تكوّنها عند مزج محلولي BaCl_2 و Na_2CrO_4

وبذلك تكون صيغ النواتج المتوقّعة هي NaCl و BaCrO_4 .

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 $\text{BaCrO}_{4(s)}$ ذو اللون الأصفر . أمّا بالنسبة إلى Cl^{-} و Na^{+} ، فيبقيان ذائبين في المحلول .

5. كتابة المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعلات الترسيب:



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 اتباع الخطوات التالية:

1. كتابة صيغ مركّبات المتفاعلات .

2. توقّع صيغ مركّبات النواتج .

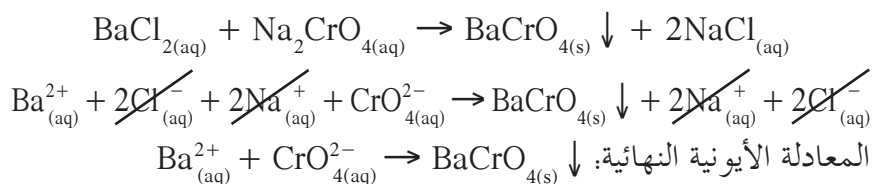
3. توقّع المركّب الذي سيترسّب جرّاء التفاعل والذي سيبقى بحالة سائلة

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.



مثال (1)

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

طريقة التفكير في الحل

1. **حل:** صمّم خطة استراتيجية لحلّ السؤال.

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

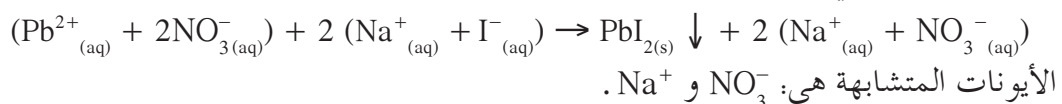
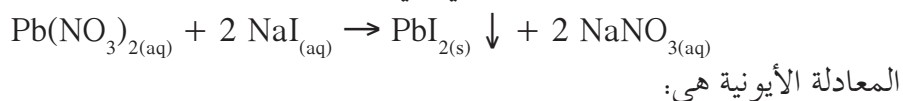
2. **حل:** طبق الخطة الاستراتيجية لحلّ السؤال.

صيغ المتفاعلات: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ و NaI .

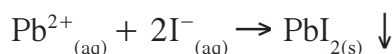
النواتج المتوقعة: PbI_2 و NaNO_3 .

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

المعادلة الموزونة لهذا التفاعل الترسبي هي:



المعادلة الأيونية النهائية هي:

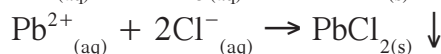
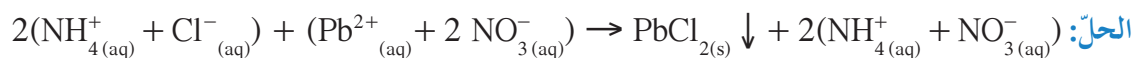


3. **قيم:** هل النتيجة لها معنى؟

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

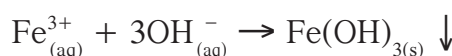
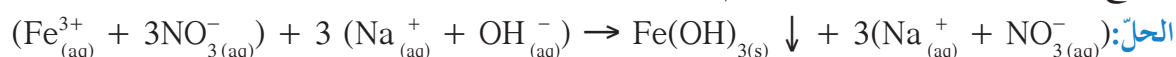
أُسْئَلَة تطبيقية وحلّها

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



2. اكتب المعادلة الأيونية الكاملة والمعادلة الأيونية النهائية لتفاعل المحلول نترات الحديد (III)

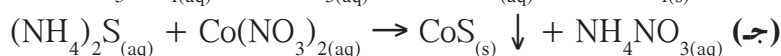
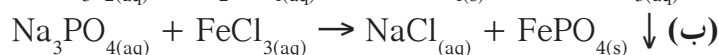
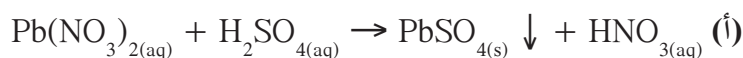
مع المحلول هيدروكسيد الصوديوم:



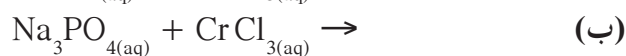
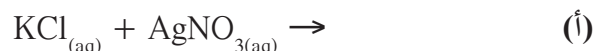
مراجعة الدرس 1-2

1. اكتب المعادلات الأيونية النهائية الموزونة لكلّ تفاعل من

التفاعلات التالية:

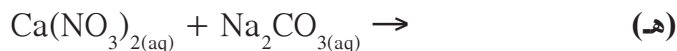
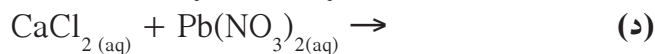
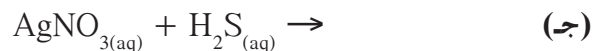
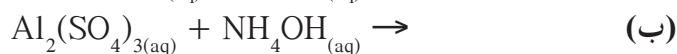
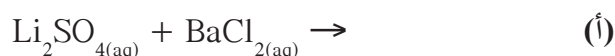


2. اكتب المعادلات الأيونية النهائية لكلّ من التفاعلات التالية:



3. حدّد الأيونات المتشابهة لكلّ تفاعل في السؤال السابق .

4. عيّن الراسب المتكوّن عند خلط المحاليل التالية:



الأهداف العامة

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



شكل (34)

تركيب المياه المعدنية التي نشترها من المحلات التجارية .

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

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

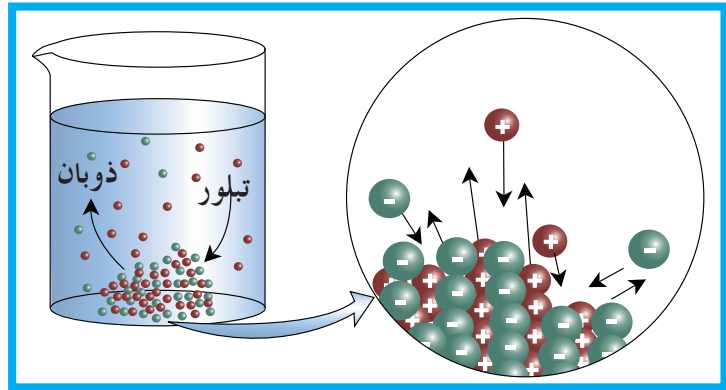
هل لاحظت أنّ السكر المتبلّر يذوب في الماء أسرع من مكعبات السكر عندما تحضّر الشاي المثلّج أو عصير الليمون المثلّج، في حين يذوب كلاهما أسرع في الشاي الساخن أو عندما تحرّك الخليط؟

Saturated Solution

1. المحلول المشبع

إذا أضفت 36 g من كلوريد الصوديوم إلى 100 g من الماء عند 25°C ، ستذوب كل كمية الملح. وإذا أضفت كمية أخرى من الملح قدرها جراماً واحداً مع التحريك المستمر، فلن يذوب من هذه الكمية سوى 0.2 g، مهما طالّت مدة التحريك أو زادت شدّته. لماذا لا تذوب الكمية المتبقية من بلّورات الملح؟ وفقاً لنظرية الحركة، تكون جزيئات الماء في حركة مستمرة، ما يجعلها تصطدم باستمرار مع الكمية المتبقية من كلوريد الصوديوم. يؤدّي ذلك إلى فصل كاتيونات الصوديوم عن أنيونات الكلوريد، وإذابة كلّ منهما.

من المنطقي أن تذوب هذه الكمية المتبقية من الملح، أو أي كمية 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، وترسّب على شكل مادة صلبة وتبلور، وتبقى كتلة البلّورات غير الذائبة ثابتة. هكذا تتحرّك الجزيئات من المادة الصلبة إلى المادة السائلة، ثم تعود إلى المادة الصلبة من دون حدوث تغيير في النظام ككلّ.



شكل (35)
في المحلول المشبع، يوجد اتزان ديناميكي بين المحلول والكمية الزائدة من المذاب. في هذه الحالة، يساوي معدل سرعة الذوبان معدل سرعة التبلور.

يوضّح الشكل (35) حالة الاتزان الديناميكي التي تحدث بين المحلول والمادة الصلبة غير المذابة عندما تكون درجة الحرارة ثابتة، فيُقال إنّ هذا المحلول تشبّع. والمحلول المشبّع Saturated Solution هو المحلول الذي يحتوي على أكبر كمية من المذاب في كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة ثابتة. على سبيل المثال، عند إضافة 36.2 g من كلوريد الصوديوم إلى 100 g من الماء، يتكوّن محلول مشبّع عند 25°C . وتُعرف ذوبانية مادة ما Solubility بأنّها «كتلة تلك المادة التي تذوب في كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة لتكوّن محلولاً مشبّعاً».



شكل (36)
الزيت والخل

يتمزج سائلان إذا ذاب أحدهما في الآخر. ويذوب بعض السوائل (مثل الماء والإيثانول) أحدهما في الآخر مهما كانت كمية كل منهما، ويُعرف مثل هذا المزيج من السوائل بأنه يتمزج امتزاجًا كليًا **Miscible**. لكن بعض السوائل شحيحة الذوبان كل منها في الآخر، مثل الماء وثاني إيثيل الإيثر، فهما يتمزجان امتزاجًا جزئيًا. وسوائل أخرى لا يذوب أحدها في الآخر، وتُعرف بأنها عديمة الامتزاج **Immiscible**. يوضح الشكل (36) أن الزيت والخل لا يتمزجان، وكذلك الزيت والماء. لماذا؟
ملاحظة: تذكر أن الأشياء المتشابهة تذوب بعضها مع بعض، أي أن المواد المذابة تذوب في المذيبات التي تجمعها خواص مشتركة.

الذوبانية (g/100g H ₂ O)				الصيغة الكيميائية	المادة
100 °C	50 °C	20 °C	0 °C		
—	—	3.89	1.67	Ba(OH) ₂	هيدروكسيد الباريوم
—	0.00034	0.00025	0.00019	BaSO ₄	كبريتات الباريوم
0.07	—	0.173	0.189	Ca(OH) ₂	هيدروكسيد الكالسيوم
—	1.70	0.99	0.60	PbCl ₂	كلوريد الرصاص (II)
0.70	1.1	1.3	1.5	Li ₂ CO ₃	كربونات الليثيوم
56.0	19.3	7.4	4.0	KClO ₃	كلورات البوتاسيوم
56.3	42.6	34.2	28.0	KCl	كلوريد البوتاسيوم
39.2	37.0	36.0	35.7	NaCl	كلوريد الصوديوم
182.0	114.0	88.0	74.0	NaNO ₃	نترات الصوديوم
40.0	41.0	50.0	60.0	Na ₂ SO ₄	كبريتات الصوديوم
733.0	455.0	216.0	122.0	AgNO ₃	نترات الفضة
266.0	203.0	166.0	143.0	LiBr	بروميد الليثيوم
487.0	260.4	204.0	179.0	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	السكروز (سكر القصب)
0.0	0.00013	0.00016	0.00019	H ₂	الهيدروجين *
0.0	0.0026	0.0053	0.0070	O ₂	الأكسجين *
0.0	0.076	0.169	0.335	CO ₂	ثاني أكسيد الكربون *

جدول (6)

ذوبانية بعض المواد الشائعة عند درجات حرارة مختلفة.

* الغازات تحت ضغط كلي 101 kPa

2. العوامل المؤثرة على ذوبانية المركبات

Factors Affecting Compounds' Solubility

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

Mixing

1.2 الخلط أو المزج والتقليب

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

Crushing or Surface Area

2.2 الطحن أو مساحة السطح

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 والمدقة لطحن المذاب إلى جسيمات صغيرة لتسهيل ذوبانها في المذيب .

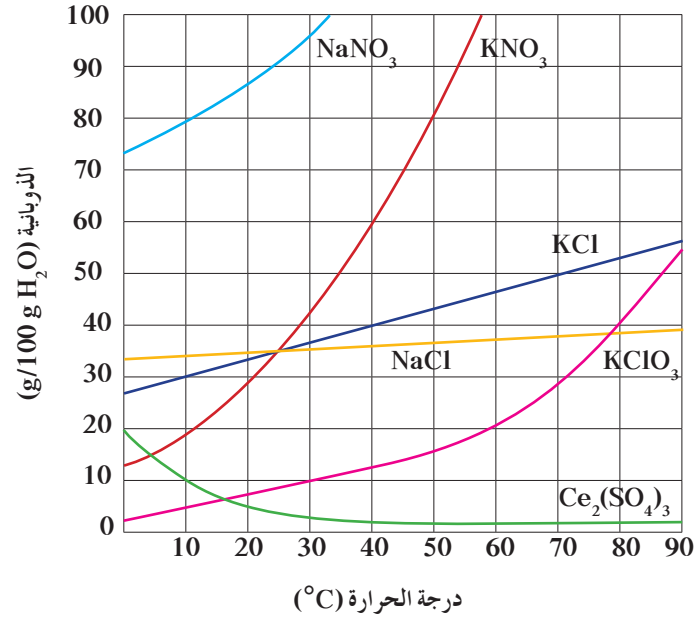
Temperature

2.3 درجة الحرارة

في الكثير من الأحيان، يبقى قسم من المذاب غير ذائب على الرغم من عملية الخلط . ولتسريع عملية الإذابة، يُسخّن المحلول . ومن خلال عملية التسخين، يذوب ما تبقى 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 المُشبّع . أمّا المحلول الذي أُضيف إليه مذاب ما وحُرّك، وبقي بعد التحريك قسم من المذاب غير ذائب، فيُسمّى المحلول المُشبّع (شكل 38) .

شكل (38)

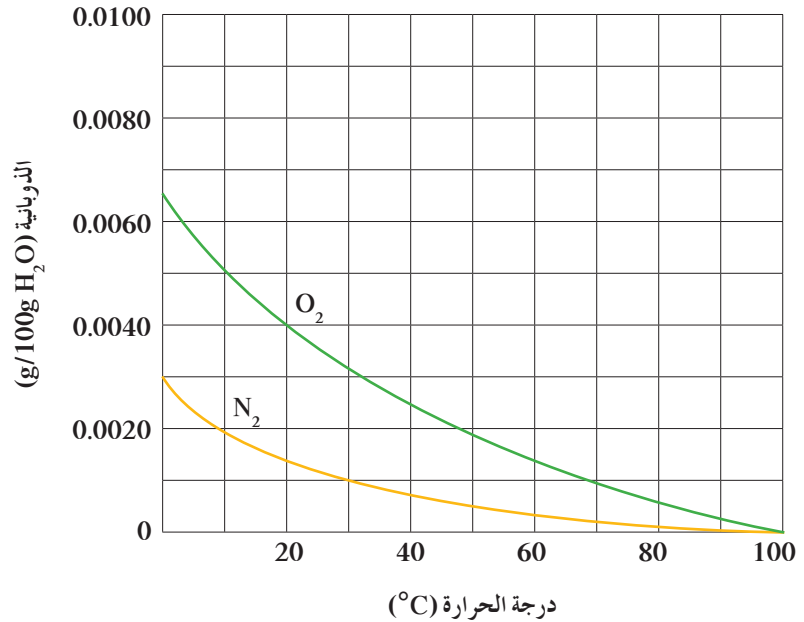
يمكن أن يؤثر تغيّر درجة الحرارة على ذوبانية مادة ما. لاحظ أنّه في حال ارتفاع درجة الحرارة، تزداد ذوبانية المادة بشكل ملحوظ، والعكس صحيح.



لاحظ أنّ ذوبانية الغازات الموضّحة في الجدول (6) تكون أكبر في الماء البارد منها في الماء الساخن. ولعلّك تعرف جيّدًا أنّه إذا قمت بغطّي الماء، ستلاحظ تكوّن فقاعات هوائية قبل وصول الماء إلى درجة غليانه. هذه الفقاعات عبارة عن غازات الهواء الجوّي الذائبة التي تتصاعد من المحلول حيث تكتسب جزيئات الغاز طاقة حركية وتحوّل 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 تلوثًا حراريًا لهذا النهر، لأنّ ارتفاع درجة حرارة مياه النهر يؤدّي إلى تقليل تركيز الأكسجين المذاب، ما يؤثر سلبيًا على الحياة النباتية والحيوانية المائية.



شكل (40)

تنصاعد فقاعات غاز ثاني أكسيد الكربون خارج زجاجة المياه الغازية.

Pressure

4.2 الضغط

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

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

Henry's Law

قانون هنري

ينصّ قانون هنري Henry's Law على أنه عند ثبوت درجة الحرارة فإنّ ذوبانية الغاز في سائل (S) تتناسب تناسبًا طرديًا مع الضغط (P) الموجود فوق سطح السائل. وبتعريف آخر، بزيادة ضغط الغاز فوق سطح السائل تزداد ذوبانيته فيه. وبالمثل، كلما 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. حلّ: 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:

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

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

تابع مثال (1)

2. احسب: حل غير المعروف.

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:

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

$$S_2 = 0.22 \text{ g/L}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

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 حوالي 1/3 الضغط الأصلي ، تكون الذوبانية الجديدة حوالي 1/3 الذوبانية الأصلية ، وهذا ما يتوافق مع الإجابة التي توصلنا إليها .

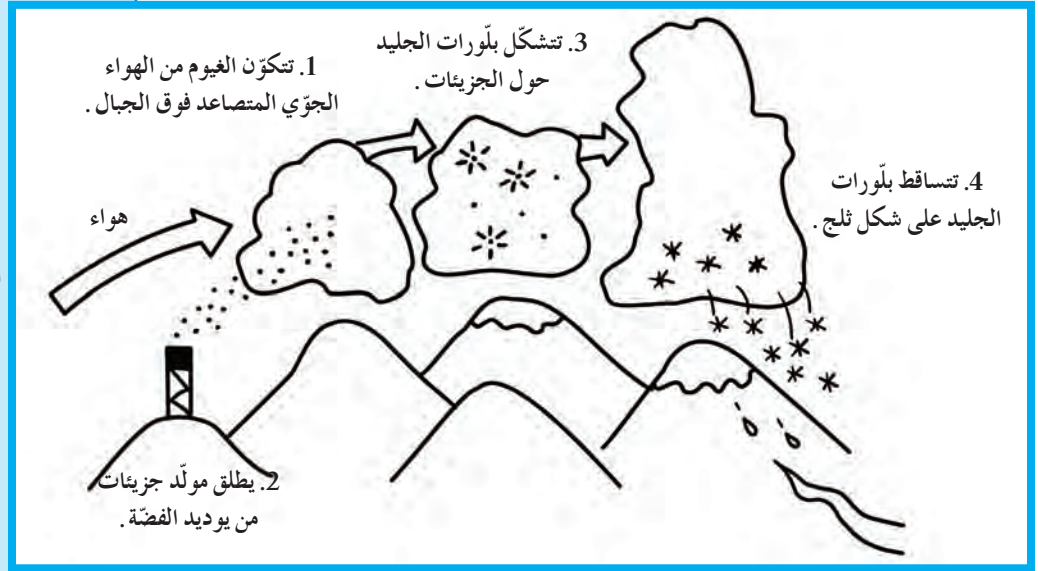
3. محلول فوق مشبع Supersaturated Solution

عندما ترتفع درجة حرارة محلول مُشبع يحتوي على زيادة قليلة من المادة الصلبة ، فإن جزءًا من المادة الصلبة الزائدة أو كلّها يذوب في المحلول . وإذا تُرك هذا المحلول يبرد ببطء وصولًا إلى درجة حرارته الأصلية ، فلا تتبلور دائمًا الكمية الزائدة من المادة المذابة فورًا بالمحلول (أي لا تخرج من المحلول وترسب) . ويُعرف المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب زائدة على الكمية المسموح بها نظريًا والتي تكفي لتشبعه (تركيز المذاب في المحلول أكبر مما يجب أن يكون عليه عند التشبع) عند درجة معينة بالمحلول فوق المشبع Supersaturated Solution (مع ملاحظة أنّ الكمية الزائدة من المذاب لا تترسب عند درجة حرارة منخفضة) .

مثال على عملية التبلور في المحاليل فوق المشبعة تلك التي تحدث لإنتاج سكر النبات ، حيث توضع بلّورات بدء التبلور في محلول فوق مُشبع للسكر ، ما يسبب تبلور السكر من المحلول على شكل سلسلة من البلّورات يتمتع بها الأطفال .

ولعلّك سمعت عن الأمطار الاصطناعية المخلّقة ببذر السحب التي تحتوي على كتل من الهواء فوق المُشبع ببخار الماء ببلّورات دقيقة (بلّورات بدء التبلور) من يوديد الفضة (AgI) ، كما هو موضّح في الشكل (41) . وتنجذب جزيئات الماء إلى أنيونات اليوديد مكوّنة قطرات مائية تعمل بدورها كبُلّورات 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 أن درجة الحرارة ثابتة) .

الحل: [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 .

الحل: [2.6 atm]

مراجعة الدرس 2-2

1. اذكر ثلاثة عوامل تؤثر على معدّل ذوبانية مذاب في المذيب .
2. كيف يمكنك حساب ذوبانية غاز في سائل تحت ظروف ضغط مختلفة؟

3. ما هي كتلة NaCl التي يمكن إذابتها في 7.5 × 10² g ماء عند 20 °C ؟ استعن بالجدول (6) أو الشكل (38) .

4. كيف يمكنك إجراء التحويلات التالية:

(أ) تحويل محلول مُشبع إلى محلول غير مُشبع؟

(ب) تحويل محلول غير مُشبع إلى محلول مُشبع؟

5. باستخدام الجدول (6) ، اكتب تعبيراً عاماً يصف العلاقة بين التغيّر في ذوبانية مادة صلبة والتغيّر في درجة الحرارة .

الأهداف العامة

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



شكل (42)

كيميائي يضع نقاطاً من الماء في صحنون بتري لعدّة نماذج لفحص ما إذا كانت المياه صالحة للشرب .

إنّ توفير مصدر مستمرّ من الماء النقي للاستخدام اليومي هو مطلب هامّ لجميع التجمّعات السكانية . من الذي يحدّد شروط الماء الصالح للشرب ومواصفاته؟ هناك أكثر من جهة حكومية متخصصة، مثل وزارة الصحة والهيئة العامة للبيئة التي تقوم بدراسة مدى نقاء مياه الشرب طبقاً للمعايير العالمية، والتي تحدّد من كمّية الموادّ المسموح بتواجدها في مياه الشرب كالأملاح الفلزيّة والمبيدات الحشرية والبكتيريا وبقايا الموادّ التي تُستخدم في معالجة الماء (شكل 42) .

1. النسب المئوية للمحاليل

Percentages in Solutions

ذكرنا سابقاً أنّ ذوبانية المركّبات ليست بالدرجة نفسها، وأنّ لكلّ مركّب كمّاً معيّناً ومحدّداً، ويمكن أن يذوب في حجم معيّن من محلول ما وتحت درجة حرارة محدّدة. إنطلاقاً من ذلك، قد يوصّف المحلول بأنّه مُشَبّع أو غير مُشَبّع. وفي الحالتين، لا يتغيّر مركّب المذاب بل تتغيّر كميّته.

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

قياس النسبة المئوية الكتلية Mass Percentage هو تحديد كمّيّة 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 الكليّ 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:

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

ونظراً لوجود نوعين من النسب المئوية للمحاليل، يجب أن توضّح الملصقات التي توضع على المنتجات المختلفة، مثل ملصقات الموادّ الغذائية، الوحدات التي تعبّر عن النسب المئوية (شكل 43). وعند استخدامك النسب المئوية للتعبير عن التركيز، تأكّد من ذكر الوحدات المُستخدمة 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 لإيثانول أو الكحول الإيثيلي (C_2H_6O) عندما يخفف 85 mL منه بالماء ليصل حجم المحلول النهائي إلى 250 mL؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: 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:

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

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

ضع القيمة المعلوم في المعادلة واستنتج غير المعلوم.

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

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

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

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

أسئلة تطبيقية وحلّها

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

الحلّ: 5% (V/V)

2. يوضّع المصق على زجاجة ماء الأكسجين (مُطَهَّر) أن 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

تعلمت أنه في ظلّ ظروف معيّنة، تذوب مادة ما إلى حدّ معيّن في مذيب معيّن لتكوّن ما يُعرف بالمحلول. سوف تناقش في ما يلي الطرائق التي تعبّر عن المدى الفعلي لعملية الإذابة. تركيز المحلول Solution Concentration هو مقياس لكميّة المذاب في كمّيّة معيّنة من المذيب أو المحلول.

المحلول المخفّف Diluted Solution هو الذي يحتوي على تركيز منخفض من المذاب، في حين يحتوي المحلول المركّز 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 المخفّف، بالمقارنة مع المحلول الذي يحتوي على 30 g من NaCl في 100 g من الماء، أو وصفه بالمحلول المركّز بالمقارنة مع المحلول الذي يحتوي على 0.1 g من NaCl في 100 g ماء. وبذلك، ترى أنّ كلّاً من المصطلحين، مركّزاً أو مخفّفاً، في المثال السابق هو مصطلح وصفي لكمّيات المادة المذابة في المحلول. وتوجد أيضاً طرائق للتعبير عن التركيز كمّيّاً. ووحدة التركيز الأكثر تداولاً وانتشاراً في علم الكيمياء هي المولارية.

1.2 المولارية

Molarity

المولارية (M) Molarity هي عدد مولات المذاب في 1 L من المحلول، وعندما تكون مصحوبة بقيم عددية، تُقرأ مولار M. وتُعرف المولارية أيضاً بالتركيز المولاري Molar Concentration الذي يُرمز إليه بالحرف اللاتيني C، وتكون وحدة هذا التركيز mol/L من المحلول. يمكن حساب هذا التركيز من خلال المعادلة الرياضية التالية:

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

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

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

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

ويلاحظ أنّ حجم المحلول هو الحجم الكلي 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. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم .

المعلوم:

$$\text{تركيز المحلول} = 0.9 \text{ g}/100 \text{ mL}$$

$$\text{الكتلة المولية لـ NaCl: } M.wt. = 58.5 \text{ g/mol}$$

غير المعلوم:

$$\text{تركيز المحلول} = ?M$$

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

2. احسب: حلّ غير المعلوم .

نبدأ أولاً 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:

$$\begin{aligned} & \frac{0.9 \text{ g NaCl}}{100 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \\ & = 0.105 \text{ mol/L} = 0.105 \text{ M} \end{aligned}$$

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

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

أسئلة تطبيقية وحلها

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

الحل: 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 .

الحل: 2.8 M

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

الحل: 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 .

الحل: 0.50 mol CaCl_2 ، 55.5g CaCl_2

Molality

2.2 المولالية

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 (m) Molality هي عدد مولات المذاب في 1 kg من المذيب ، وتُعرف أيضًا بالتركيز المولالي .

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

ويمكن كتابة المعادلة بالطريقة التالية:

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

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

لاحظ أن 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، فإن 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 مولالته 0.06 m؟ علمًا أن $1 \text{ mL H}_2\text{O} = 1 \text{ g H}_2\text{O}$. علمًا أن الكتلة المولية ليوديد البوتاسيوم هي 166.1 g/mol.

طريقة التفكير في الحل

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

المعلوم:

$$\text{كتلة الماء} = 500 \text{ g}$$

$$\text{تركيز المحلول} = 0.06 \text{ m}$$

$$\text{كتلة KI المولارية} = 166.1 \text{ g/mol}$$

غير المعلوم:

$$\text{كتلة المذاب} = ? \text{ g}$$

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

الخطوات:

$$\text{كتلة الماء} \longrightarrow \text{مول KI} \longrightarrow \text{جرام KI}$$

2. **احسب:** حلّ غير المعلوم.

$$\frac{166.1 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} \times \frac{0.06 \text{ mol KI}}{1000 \text{ g H}_2\text{O}} \times 500 \text{ g H}_2\text{O} = 5 \text{ g KI}$$

3. **قيم:** هل النتيجة لها معنى؟

يُحضّر 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 حوالي 1/20 من تلك القيمة (1 m). لذا، نتوقع أن تكون كتلة KI أقل من كتلته المولية.

Mole Fraction

3.2 الكسر المولي

يمكن التعبير عن تركيز المحلول بطريقة أخرى، وهي الكسر المولي Mole Fraction، وهي نسبة عدد مولات المذاب أو المذيب في المحلول إلى عدد المولات الكلي لكل من المذيب والمذاب. يحتوي المحلول على n_A مول من المذاب (A) و n_B مول من المذيب (B). ويعبر 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 لكل من السكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) والماء (H_2O) في المحلول المائي الذي نتج عن إذابة 5 g من السكروز في 100 g من الماء.
(معطى: $M.wt. (H_2O) = 18 \text{ g/mol}$ ، $M.wt. (C_{12}H_{22}O_{11}) = 342.8 \text{ g/mol}$)

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم:

$$m_s (C_{12}H_{22}O_{11}) = 5 \text{ g}$$

$$m_{\text{solvent}} (H_2O) = 100 \text{ g}$$

غير المعلوم:

$$X_A = ? \text{ الكسر المولي للسكروز}$$

$$X_B = ? \text{ الكسر المولي للماء}$$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

احسب عدد مولات السكروز n_A والماء n_B

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

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

احسب الكسر المولي

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

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

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

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

Dilution

4.2 التخفيف

غالبًا ما تتوفر في المختبرات الدراسية محاليل قياسية معلومة مولاريتها بدقة. لكن نحتاج أحيانًا إلى تحضير محلول مخفف، بحيث يختلف تركيزه عن تركيز المحلول القياسي، وذلك بتخفيف المحلول القياسي بالمذيب. والتخفيف الموضح في الشكل (44) يقلل عدد مولات المذاب في وحدة الحجم، لكن العدد الكلي لمولات المذاب في المحلول تبقى كما هي. لذلك يكون عدد مولات المذاب قبل التخفيف مساوٍ لعدد مولات المذاب بعد التخفيف.

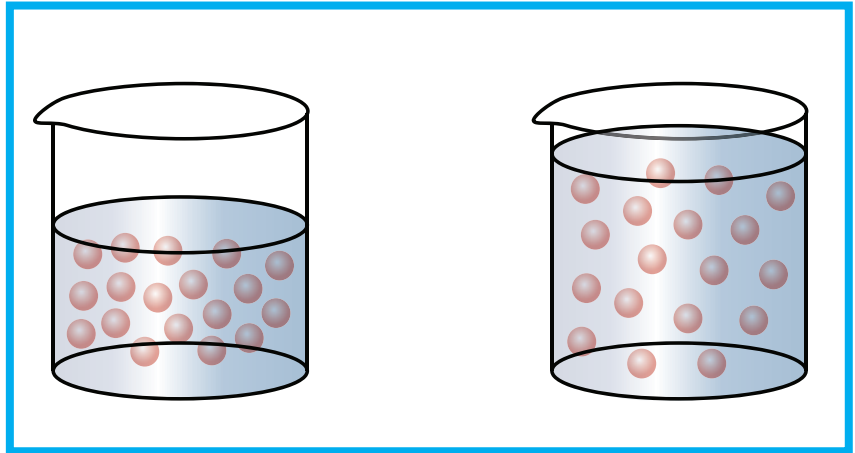
عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C \times V$$

لذلك يمكننا أن نكتب:

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

الحالة الجديدة الحالة القياسية



شكل (44)

يحتوي المحلول المركز على مقدار أكبر نسبيًا من المذاب في كمية معينة من المحلول، ويحتوي المحلول المخفف على كمية أصغر نسبيًا من المذاب. فالمحلول المركز يحتوي على عدد أكبر من جسيمات المذاب لكل وحدة حجمية من المحلول بالمقارنة مع المحلول المخفف. لذلك، تقلل إضافة المذيب إلى المحلول المركز من تركيزه، لكن العدد الكلي من مولات المذاب يبقى ثابتًا.

مثال (5)

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

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم:

$$C_1 = 2 \text{ M } \text{MgSO}_4$$

$$C_2 = 0.4 \text{ M } \text{MgSO}_4$$

$$V_2 = 100 \text{ mL } \text{MgSO}_4$$

$$\text{القانون المُستخدم: } C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

غير المعلوم:

$$\text{حجم محلول } \text{MgSO}_4 \text{ مولاريته } 2 \text{ M } = ? \text{ mL}$$

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

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

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

الكمية التي يجب أخذها من محلول MgSO_4 المركز هي 20 mL ، ويجب تخفيفها بكمية كافية من الماء المقطر ليصل الحجم إلى 100 mL .

3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

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

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

مراجعة الدرس 2-3

1. كيف يمكنك حلّ مسائل المحاليل التي تتضمن استخدام المولارية في حلّها؟
2. وضح 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 Mفاحسب الحجم الذي 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 Mعلمًا أنّ:
 - M.wt. (NaCl) = 58.44g/mol
 - M.wt. (KNO_3) = 101.1g/mol
 - M.wt. (MgSO_4) = 120.36g/mol

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 يُستخدم في عملية الطهي ، فمعظم الناس يفضلون 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 المحليّة إلى رشّ الطرقات بالملح الصلب لمنع تكوّن الجليد عليها (شكل 45) ، وذلك للحدّ من حوادث الانزلاق . ويشترى 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 تحفّض درجة التجمّد؟

1. الخواصّ المجمّعة (التجمّعية)

Colligative Properties

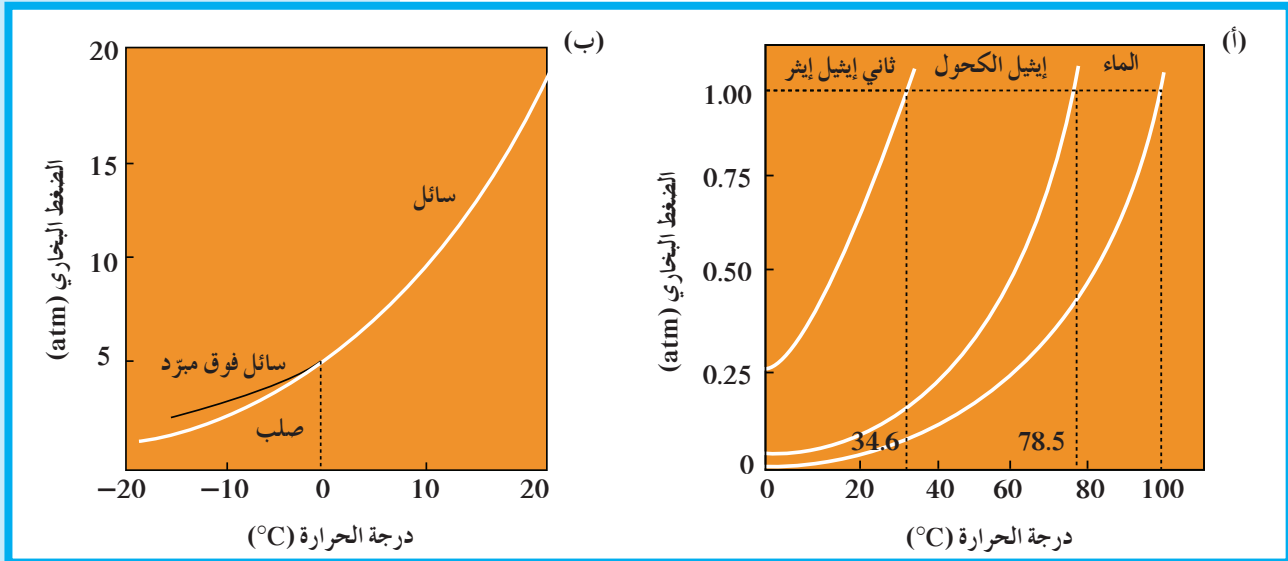
في معظم المحاليل التي تُحضّر في المختبر ، يُستخدم الماء المقطّر كمذيب . هذا السائل لديه درجة تجمّد ثابتة هي 0°C ، ودرجة غليان ثابتة هي 100°C . لكنّ الاختبارات أظهرت أنّ إضافة مذاب لمذيب يغيّر الخواصّ الفيزيائية لهذا السائل . يُلاحظ هذا التغيّر في انخفاض الضغط البخاري وارتفاع درجة الغليان وانخفاض درجة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

فعند إضافة القليل من مادة غير متطايرة وغير إلكتروليزية إلى الماء، يقلّ الضغط البخاري وترتفع درجة الغليان عن 100°C وتنخفض درجة التجمّد عن 0°C . غالباً 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 مادة غير متطايرة وغير إلكتروليزية (مركب 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. يُلاحظ 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 مادة مذابة غير متطايرة. ويتناسب مقدار الارتفاع في درجة الغليان ΔT_{bp} تناسباً طردياً مع التركيز المولالي، باعتبار أنّ المذاب مركّب جزيئي وغير أيوني.

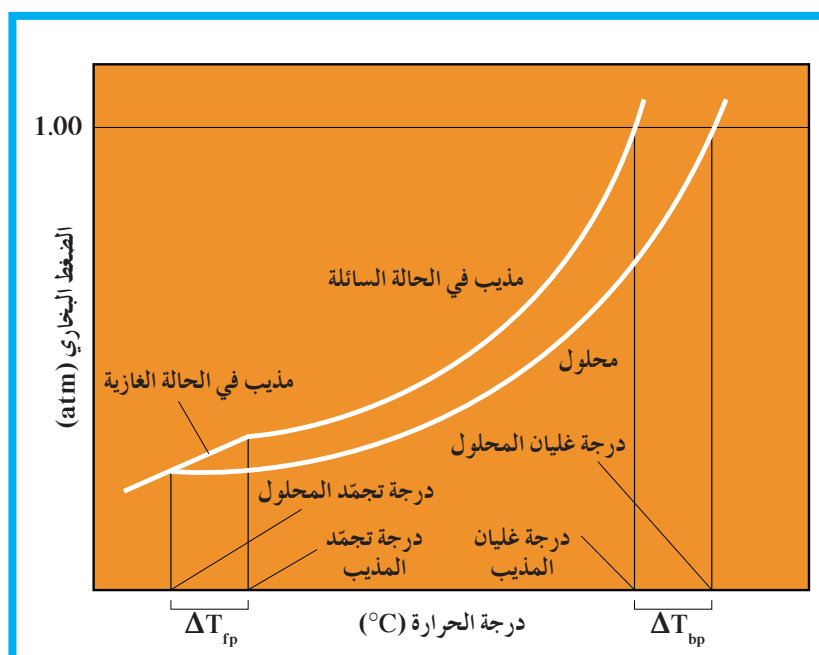
المذيب	K_{bp} (°C/m)
الماء	0.512
الإيثانول	1.19
البنزين	2.53
الهكسان الحلقي	2.79
حمض الأسيتك	3.07
الفينول	3.56
نيتروبنزين	5.24
الكافور	5.95

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

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

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

ويعرف المقدار الثابت (K_{bp}) في المعادلة الأخيرة بثابت الغليان المولالي أو الجزيئي Molal Boiling – Point Elevation Constant، وهو يساوي التغير 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. ويوضح الجدول (7) قيم ثابت الغليان المولالي للماء وبعض المذيبات الأخرى.



شكل (47)

يوضح المنحنى ارتفاع درجة غليان محلول ما وانخفاض درجة تجمده مقارنة بمذيب نقي.

مثال (1)

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

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم:

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

K_{bp} للماء = $0.512^\circ C/m$

غير المعلوم:

درجة الغليان $^\circ C$ = ؟

احسب قيمة الارتفاع في درجة الغليان ثمّ أضف الناتج إلى $100^\circ C$.

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. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

تزداد درجة الغليان بمقدار $0.5^\circ C$ تقريباً لكلّ مولال من المحلول، وبالتالي فإنّ التغيّر الكليّ الحاصل في درجة الغليان قيمته مقبولة.

أسئلة تطبيقية وحلّها

1. ما هي درجة غليان محلول يحتوي على $C_2H_4(OH)_2$ 1.25 mol

في 1400 g من الماء؟ علماً أنّ K_{bp} للماء تساوي $0.512^\circ C/m$.

الحلّ: $100.45^\circ C$

2. ما هي كتلة سكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) اللازمة للذوبان في 1500 g من

الماء لرفع درجة الغليان بمقدار $0.2^\circ C$ ؟ علماً أنّ الكتلة المولية

للسكروز تساوي 342 g/mol.

الحلّ: 200 g سكروز

المذيب	$K_{fp} (^{\circ}\text{C}/\text{m})$
الماء	1.86
حمض الأسيتيك	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

3.1 الانخفاض في درجة التجمّد Freezing-Point Depression

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

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

يمثل التغير في درجة التجمّد (ΔT_{fp}) الانخفاض في درجة تجمّد المذيب، ويساوي الفرق بين درجة تجمّد المحلول ودرجة تجمّد المذيب، والمقدار (m) هو التركيز المولالي للمحلول. ويُعرف المقدار الثابت (K_{fp}) بثابت التجمّد المولالي (الجزئي)

، Molal Freezing-Point Depression Constant

وهو يساوي التغير في درجة تجمّد محلول تركيزه مولالي واحد لمذاب جزئي وغير متطاير. ووحدة المقدار الثابت K_{fp} هي $^{\circ}\text{C}/\text{m}$. يوضّح الجدول (8) قيم ثابت التجمّد المولالي للماء وبعض المذيبات الأخرى.

أسئلة تطبيقية وحلّها

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

مراجعة الدرس 4-2

1. أُذيب 49.63 g من مركّب غير إلكتروني في 1 kg من الماء، علمًا أنّ درجة تجمّد هذا المحلول هي -0.27°C . احسب الكتلة المولية لهذا المركّب، علمًا أنّ $K_{fp} = 1.86^{\circ}\text{C}/\text{m}$.
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 $5.12^{\circ}\text{C}/\text{m}$.

مراجعة الوحدة الثانية

المفاهيم

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

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1-1) الماء كمذيب قوي

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

(2-1) 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.
- تؤثر تغيّرات الحرارة والضغط لنظام ما على ذوبانية المادّة المذابة.
- المركّبات الإلكتروليتية هي مركّبات توصل التيار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة. أمّا المركّبات غير الإلكتروليتية، فهي لا توصل التيار الكهربائي في أيّ من الحالتين السابقتين.

(3-1) الأنظمة المائية غير المتجانسة

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

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

(1-2) التفاعلات في المحاليل المائية

- عند مزج محلولين مائيين ، يمكن توقع تكوّن راسب من خلال المعادلة الكيميائية .
- تُستعمل قواعد الذوبانية لتوقع معرفة راسب .

(2-2) العوامل المؤثرة على الذوبانية في المحاليل

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

(3-2) تركيب المحاليل

- يُعبّر عن الكمّيات النسبية للمذاب والمذيب في المحلول بالتركيز المولاري والنسبة المئوية للمكوّنات والتركيز المولالي والكسر المولي .
- تتناسب كلّ خاصيّة مترابطة تناسباً طردياً 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 مقسوماً على العدد الكليّ لمولات جميع الموادّ في المحلول .

(4-2) الحسابات المتعلقة بالخواصّ المجمّعة للمحاليل

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

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

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

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

خريطة مفاهيم الوحدة

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



تحقق من فهمك

1. 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 كلّاً 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 $216 \text{ g} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$)؟
6. ما هي التغيّرات التي يمكن ملاحظتها عند تبريد محلول مُشبّع من نترات 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) $5 \times 10^2 \text{ mL}$ من محلول KNO_3 تركيزه 2 M.
 - (ج) 250 mL من محلول CaCl_2 تركيزه 0.1 M.
11. ما هي درجة غليان كلّ من المحاليل التالية (علماً أنّ $K_{\text{bp}} = 0.512^\circ\text{C/m}$)؟
 - (أ) 0.5 mol جلوكوز في 1000 g H_2O .
 - (ب) 1.5 mol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ في 1000 g H_2O .
12. اشرح كيف يمكنك تحضير محلول ميثانول (CH_3OH) علماً 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 (علماً أنّ $K_{\text{fp}} = 1.86^\circ\text{C/m}$)؟
 - (أ) 1.4 mol $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ في 1750 g H_2O .
 - (ب) 0.6 mol $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 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 (علماً أنّ $K_{\text{fp}} = 5.12^\circ\text{C/m}$ و $K_{\text{bp}} = 2.53^\circ\text{C/m}$).
16. ذوبانية بيكربونات الصوديوم NaHCO_3 في الماء عند درجة 20°C تساوي $9.6 \text{ g} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$. ما هو الكسر المولي لبيكربونات الصوديوم (كربونات الصوديوم الهيدروجينية) في المحلول المُشبّع؟ وما هي مولاليته؟
- علماً 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 $\frac{34 \text{ g KCl}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$ 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 $20^\circ C$. حدّد إذا كان

المحلول غير مُشبع أو مشبعًا أو فوق مُشبع (ذوبانية NaCl عند درجة $20^\circ C$ 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 متأين إذا علمت أنّه عند ذوبان 5.76 g من هذا المركّب في 750 g من البنزين يعطي انخفاضًا في درجة تجمّده قدره $0.46^\circ C$ (علمًا أنّ $K_{fp} = 5.12^\circ C/m$)

22. وضح بمعادلات بسيطة كيفية تأيّن أو تفكك 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 المعلق والغروي .

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

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

اختبر مهاراتك

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



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

الذوبانية (mol/kg)	درجة الحرارة ($^{\circ}\text{C}$)
1.61	0
2.80	20
5.78	40
11.20	60
16.76	80
24.50	100

- استنادًا إلى الرسم البياني الناتج، حدّد ما يلي:
- (أ) ذوبانية KNO_3 عند درجة حرارة 76°C و 33°C .
- (ب) درجة الحرارة التي تساوي الذوبانية عندها $17.6 \text{ mol/kg H}_2\text{O}$.
- (ج) درجة الحرارة التي تساوي الذوبانية عندها $4.24 \text{ mol/kg H}_2\text{O}$.
3. عيّنة من Na_2SO_4 حجمها 250 mL تفاعلت مع كمية زائدة من BaCl_2 . ما هي مولارية Na_2SO_4 إذا ترسّبت كمية من BaSO_4 مقدارها 5.28 g؟
4. افترض أنك تريد إذابة بلّورة كبيرة من ملح الطعام الصخري (كلوريد الصوديوم الطبيعي) في الماء. صف ثلاث وسائل تساعدك على إذابتها بسرعة.

مشاريع الوحدة

1. صمّم تجربة لتعيين ذوبانية السكر في الماء على درجة حرارة الغرفة. إذا وافق المعلّم على تصميمك، اجرِ التجربة ووضّح النتائج لزملائك في الفصل.
2. صمّم تجربة لقياس الانخفاض في درجة تجمّد محلول كلوريد الصوديوم المذاب في الماء. إذا وافق المعلّم على تصميمك، اختبر ثلاثة محاليل ذات تركيزات مختلفة وسجّل نتائجك في جدول أو رسم بياني.
3. احضر ثلاثة منتجات من العصائر المختلفة التي تحتوي على السكر (سكروز) كإحدى مكوّناتها، على أن تكون كمّيته معلومة في كلّ منتج. احسب مولارية السكروز الموجودة في كلّ منتج.
4. يُستخدم جليكول الإثيلين على نطاق واسع كمضادّ للتجمّد في المحرّكات، وبشكل خاصّ في البلاد التي تشهد برّدًا قارسًا. ما هي الصفات المميّزة لهذه المادّة التي تجعل استخدامها مفيدًا من الناحية العملية؟ هل هناك موادّ كيميائية أخرى يمكن استخدامها كمواضدّ 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 للتحكم بالثلج الموجود على طرق المدينة.

فصول الوحدة

الفصل الأول

الكيمياء الحرارية

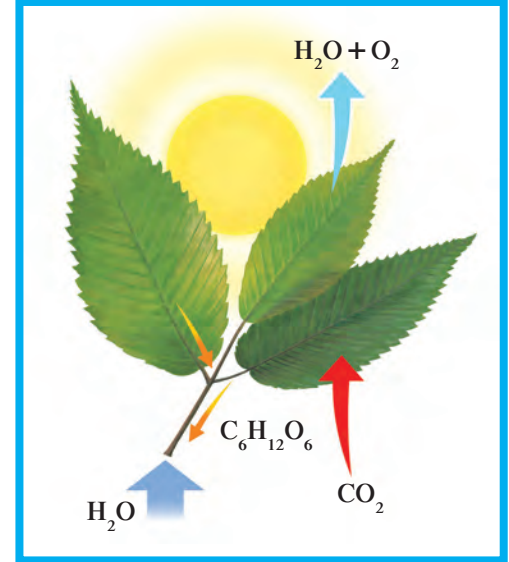
أهداف الوحدة

- يطبّق قانون "هس" للجمع الحراري لإيجاد التغيرات الحرارية للعمليات الكيميائية والفيزيائية.
- يحسب التغيرات الحرارية باستخدام درجات الحرارة القياسية للتكوين.

معالم الوحدة

اكتشف بنفسك: ملاحظة تدفق الحرارة

تُعتبر الشمس المصدر المطلق للطاقة التي نستخدمها على الأرض. تسبّب أشعة الشمس التفاعلات في طبقات الجو العليا من الأرض لتعطينا الحرارة. وتسبّب هذه الأشعة التفاعلات الكيميائية على سطح الأرض، وبخاصة التفاعلات المسؤولة عن التركيب الضوئي في النباتات الخضراء. تخزن هذه التفاعلات الطاقة بشكل فاعل



كي تُستخدم لاحقاً، وأحياناً بعد آلاف السنين، مثل الوقود الأحفوري. وتُستهلك في بعض الأحيان أنبياً مثل الطاقة التي تنتج عن استهلاك الطعام. سنرى في هذه الوحدة كيف يمكن تتبع تغيرات الطاقة التي ترافق التفاعلات الفيزيائية والكيميائية.

اكتشف بنفسك

ملاحظة تدفق الحرارة

لإجراء هذا النشاط يجب أن يتوفّر ما يلي: شريط مطاطي متوسط الحجم.

1. ثبّت طرفي الشريط المطاطي باستخدام إصبعي السبابة. ضعه على شفة الفم العليا أو جبهة الرأس بدون شدّه. لاحظ حرارة الشريط المطاطي.
2. ابعّد الشريط المطاطي عن جسمك مع شدّه ومطّه بسرعة، ثمّ دعه يلامس جبهة الرأس. لاحظ أيّ تغيير في حرارة الشريط المطاطي.
3. شدّ الشريط المطاطي أقصى ما يمكن ثمّ دعه يعود إلى حجمه الأصلي. ضعه على جبهة الرأس ولاحظ أيّ تغيير في الحرارة.
4. هل تشعر ببرودة أم بحرارة بعد شدّ الشريط المطاطي ووضعه على جلدك في الخطوة 2؟ وهل تشعر ببرودة أم بحرارة عندما يعود الشريط المطاطي إلى حجمه الأصلي في الخطوة 3؟ فكّر في التغيرات الحرارية التي لاحظتها، واجب عن الأسئلة التالية: ما هي الحرارة؟ في أيّ اتجاه تدفق الحرارة؟ وأثناء دراستك لهذه الوحدة راجع اقتراحاتك.

دروس الفصل

الدرس الأول

التغيرات الحرارية

عاش الإنسان في العصر الحجري بطريقة بسيطة. كانت الشمس والكتلة الحيوية، كالنبات والأشجار التي كان يستخدمها كوقود، توفر احتياجاته من الطاقة. كانت مصادر الطاقة في العصر الحجري متوفرة ومتجددة لأن الكتلة الحيوية كانت تتجدد سنوياً، وكانت الكثافة السكانية قليلة. على الرغم من ذلك، اختفت هذه الحياة البسيطة وحلت محلها حضارة حديثة. لكن لا يمكن لهذه الحضارة البقاء والاستمرار من دون وفرة في الوقود.

إذا زالت الحاجة إلى المواصلات، تبقى حاجة وسائل الاتصال إلى التيار الكهربائي الذي ينتج عن حرق الوقود في مكان ما. حتى لو توفرت طرق أخرى للاتصال، تحتاج أجسامنا وأدمغتنا لتبقى على قيد الحياة إلى وقود مماثل هو الطعام.

يشكل الوقود الأحفوري جزءاً كبيراً من الوقود الذي نستخدمه اليوم، كالغاز الطبيعي والفحم الحجري والمواد المستخرجة من البترول، كوقود السيارات والمازوت والنفط والكيروسين.

لا يتجدد الوقود الأحفوري. فهو يُستخرج من مواد عضوية اضمحلت وترسبت في باطن الأرض لملايين السنين. سوف تنفذ هذه المواد في يوم من الأيام. لذلك، لكي نحسن إدارة مصادر الطاقة ونطور أنواعاً جديدة من الوقود، نحن بحاجة إلى دراسة الطاقة وفهم كيفية تحريرها واستخدامها في التفاعلات الكيميائية.



الأهداف العامة

- يطبق قانون "هس" للجمع الحراري لإيجاد التغيرات الحرارية للعمليات الكيميائية والفيزيائية .
- يحسب التغيرات الحرارية باستخدام الحرارة 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 التغيرات الحرارية التي تحدث للزمرّد عندما يتحوّل للعناصر المكوّنة له، عليك تدمير هذا الحجر وتلفه لقياس التغيرات الحرارية بطريقة مباشرة، إلّا أنّ هذه الطريقة غير مجبّدة على الإطلاق . هل هناك طريقة لتعيين حرارة التفاعل بدون القيام بتفاعل حقيقي؟

1. الكيمياء الحرارية Thermochemistry

تُعتبر الكيمياء الحرارية Thermochemistry من أهمّ فروع الكيمياء الفيزيائية، فهي تهتمّ بدراسة التغيرات الحرارية التي ترافق التفاعلات الكيميائية . من جهة أخرى، تهدف هذه الكيمياء إلى تقدير كمّيات الطاقة المتبادلة (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 .

System

1.1 النظام

بشكل عام، يشكّل النظام System جزءاً معيّناً من المحيط الفيزيائي الذي هو موضوع الدراسة. ويشكّل النظام أيضاً مجموعة أجسام مادية تتفاعل في ما بينها بطريقة تعكس نمطاً معيّناً في بنية العالم المادي.

Surroundings

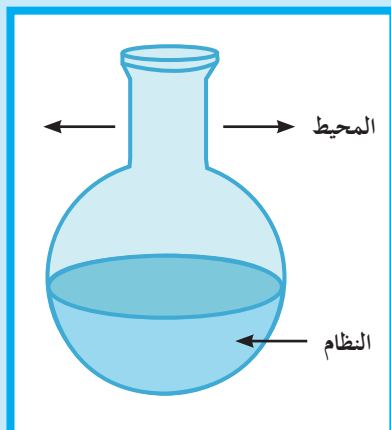
2.1 المحيط

يشكّل المحيط Surroundings ما تبقى من الفضاء الذي يحيط بالنظام. النظام والمحيط يشكّلان معاً الفضاء.

$$\text{الفضاء} = \text{النظام} + \text{المحيط}$$

يتم اختيار حجم مناسب للنظام للتمكن 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 مادة نقية أو خليط، ويمكن أن يكون في الحالة الصلبة أو السائلة أو الغازية. في هذه الحالة، يتألف النظام من المواد المتفاعلة ومن نواتج التفاعل، ويكون المحيط أي شيء آخر يحيط بالنظام.



شكل (49)

النظام والمحيط يشكّلان معاً الفضاء.

Temperature

3.1 الحرارة

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

Types of Reactions

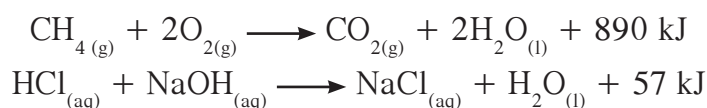
2. أنواع التفاعلات

تُقسّم التفاعلات الكيميائية بسبب التغيرات الحرارية التي ترافقها إلى ثلاثة أقسام: التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة والتفاعلات الكيميائية الماصة 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 تفاعلاً طارداً للحرارة Exothermic Reaction. أمثلة على تفاعلات طاردة للحرارة:



2.2 التفاعلات الكيميائية الماصة للحرارة

Endothermic Chemical Reactions

يتفاعل الكربون والهيدروجين في الظروف القياسية لتكوين غاز الإيثانين ويمتص النظام الحرارة من محيطه.



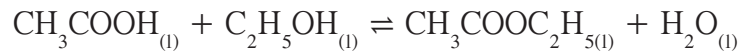
يُسمى هذا التفاعل تفاعلاً ماصاً للحرارة **Endothermic Reaction**. مثال آخر على تفاعلات ماصة للحرارة:



3.2 التفاعلات الكيميائية اللاحرارية

Athermic Chemical Reactions

عندما يتفاعل حمض الأسيتيك مع الإيثانول، ينتج الإستر مع الماء. تتعادل كمية الحرارة اللازمة لتفكيك الروابط في جزيئات المتفاعلات مع كمية الحرارة اللازمة لتكوين الروابط في جزيئات النواتج، تكون $\Delta H = 0$ للتفاعل. ويُسمى هذا التفاعل تفاعلاً لا حراريًا **Athermic Reaction**.



نوع التفاعل	قيمة التغير الحراري	اتجاه تدفق الحرارة
التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة	قيمة سالبة	يطرد النظام الحرارة إلى محيطه
التفاعلات الكيميائية الماصة للحرارة	قيمة موجبة	يمتص النظام الحرارة من محيطه
التفاعلات الكيميائية اللاحرارية	لا تغيير حراري	لا يطرد ولا يمتص الحرارة

جدول (9)

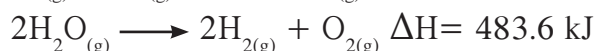
أنواع التفاعلات الكيميائية تبعاً للتغيرات الحرارية

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

Heat of Reaction at Constant Pressure: Enthalpy ΔH

تتم التفاعلات الكيميائية عادة في أوعية مفتوحة. يمكن للحجم أن يتغير، لكن الضغط يساوي تقريباً الضغط الجوي الذي لا يتغير تحت الظروف نفسها. تتمثل حرارة التفاعل **Heat of Reaction** تحت هذه الظروف بـ ΔH . يرمز حرف H إلى المحتوى الحراري لنظام ما، تحت ضغط ثابت. لا يمكننا التكلم عن الإنثالبي H لأنه يتعذر علينا قياس المحتوى الحراري لنظام ما. يمكن قياس التغير في الإنثالبي ΔH ، لذلك تُقرأ ΔH على أنها "التغير في الإنثالبي".

يساوي التغير في الإنثالبي ΔH كمية الحرارة المُمتصة أو المنطلقة خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت (جدول 10).



كيف يتم حساب ΔH لتفاعل ما؟

يُحسب التغير في الإنثالبي ΔH لتفاعل ما بتطبيق المعادلة التالية:

التغير في الإنثالبي للمواد المتفاعلة	-	التغير في الإنثالبي للمواد الناتجة	=	التغير في الإنثالبي للتفاعل ما
---	---	---------------------------------------	---	-----------------------------------

نوع التفاعل	ΔH التغير في الإنثالبي
ماص للحرارة	$\Delta H_r > 0$
طارد للحرارة	$\Delta H_r < 0$
لاحراري	$\Delta H_r = 0$

جدول (10)

التغير في الإنثالبي بحسب نوع التفاعل

في الأمثلة السابقة، نجد أن التفاعل الذي ينتج عنه H_2O (الماء) له إنثالبي ΔH سالبة ($\Delta H < 0$). يكون هذا التفاعل طارد للحرارة. أما المثال الآخر حيث يتفكك جزيء الماء لإنتاج غاز الهيدروجين وغاز الأكسجين، فله إنثالبي موجبة ($\Delta H > 0$). يكون هذا التفاعل ماصًا للحرارة.

4. حرارة التفاعل Heat of Reaction

حرارة التفاعل هي كمية الحرارة التي تنطلق أو تُمتص عندما يتفاعل عدد من المولات للمواد المتفاعلة بعضها مع بعض خلال تفاعل كيميائي لتتكون مواد ناتجة. تكون حرارة التفاعل أيضًا محصلة تغيرات الطاقة الناتجة عن تحطيم الروابط الكيميائية في المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في المواد الناتجة. يمكن الإشارة أيضًا إلى أن حرارة التفاعل تدل على التغير في الإنثالبي لتفاعل كيميائي ما:

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

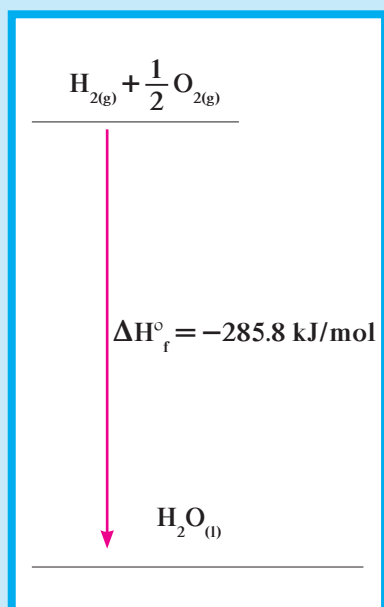
ثمة عدة أنواع من حرارة التفاعل، أهمها:

- 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 ...

فقرة إثرائية

معلومات إضافية

- تُضاف دائرة صغيرة (°) أعلى ΔH (للتأكيد على الحالة القياسية وتقرأ (نود) .
- استبدل التعريف الأخير للحالة القياسية 1 atm بـ 1 bar ، حيث $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$. تغيرت قيم كميات الكيمياء الحرارية قليلاً بعد هذا التعريف .



شكل (50)

يوضح الرسم البياني للمحتوى الحراري (الإنثالي) حرارة التكوين القياسية للماء .

ستتطرق خلال هذا الدرس إلى حرارة التكوين بالتفصيل ، حيث ستكون هذه الحرارة عنصرًا أساسيًا في التطبيقات الحسابية لحساب كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة خلال التفاعل الكيميائي .

5. حرارة التكوين القياسية

Standard Heat of Formation

نجد في بعض الأحيان أنه يصعب قياس التغير الحراري لتفاعل ما . ولنتجنب مثل هذه الصعوبات ، يمكننا حساب حرارة التفاعل من حرارات التكوين القياسية .

وتُعرف حرارة التكوين القياسية ΔH°_f (Standard Heat of Formation) للمركب بأنها التغير في المحتوى الحراري (الإنثالي) المصاحب لتكوين مول واحد من المركب انطلاقاً من عناصره الأولية ، وأن جميع المواد تكون في حالتها القياسية عند 25°C (الظروف القياسية هي عادة عند درجة حرارة $T = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$ وضغط $P = 1 \text{ atm} = 101.3 \text{ kPa}$) .

يُشترط لحرارة التكوين القياسية أن:

- تُحسب لكل مول من المركب الناتج من اتحاد عناصره الأولية في حالته القياسية .

- تُعتبر مساوية للمحتوى الحراري للمركب في الظروف القياسية .

- تُعتبر مساوية لصفر في الحالة العنصرية .

عند حساب حرارة التفاعل القياسية ، نعتبر أن قيمة ΔH°_f لعنصر ما في حالته الحرة (الطبيعية) عند 25°C وضغط 101.3 kPa (ظروف قياسية) تساوي صفرًا . بالطريقة نفسها ، نختار نقطة الصفر للطاقة أثناء إجراء حساباتنا على أساس أنها تلك العائدة للعناصر في حالتها الحرة (الموقع الحقيقي لنقطة الصفر غير مهم لأننا نتكلم عن التغيرات في الطاقة فحسب) .

فمثلاً تُساوي ΔH°_f صفرًا للجزيئات ثنائية الذرة التالية: $\text{Br}_{2(l)}$ ، $\text{I}_{2(s)}$ ، $\text{Cl}_{2(g)}$ ، $\text{F}_{2(g)}$ ، $\text{N}_{2(g)}$ ، $\text{H}_{2(g)}$ ، من الكربون ($\text{C}_{(\text{graphite})}$) .

ويحتوي جدول (11) قيم ΔH°_f على بعض المواد الشائعة والمعروفة . هذا الجدول مفيد جدًا لحساب حرارات التفاعل القياسية ، أي عند الظروف القياسية تُساوي حرارة التفاعل القياسية ΔH° (حرارة التفاعل القياسية للتغير الكلي) حرارة التكوين القياسية للنواتج مطروحاً منها حرارة التكوين القياسية للمادة المتفاعلة . يمكننا كتابة ذلك لأي تفاعل على النحو التالي:

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

يوضح الجدول (11) حرارات التكوين القياسية للمواد المتفاعلة

الهيدروجين والأكسجين والمادة الناتجة وهي الماء . يُساوي الفرق في الحرارة ما بين المواد المتفاعلة والناتجة $\Delta H^\circ_f = -285.8 \text{ kJ/mol}$ وهو أيضاً حرارة التكوين القياسية للماء السائل المتكوّن من غاز الهيدروجين

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

ΔH_f° (kJ/mol)	المادّة	ΔH_f° (kJ/mol)	المادّة	ΔH_f° (kJ/mol)	المادّة
90.37	NO _(g)	0	Fe _(s)	-1676.00	Al ₂ O _{3(s)}
33.85	NO _{2(g)}	-822.1	Fe ₂ O _{3(s)}	30.91	Br _{2(g)}
-1131.10	Na ₂ CO _{3(s)}	0	H _{2(g)}	0	Br _{2(l)}
-411.20	NaCl _(s)	-241.80	H ₂ O _(g)	1.90	C _(diamond)
0	O _{2(g)}	-285.80	H ₂ O _(l)	0	C _(graphite)
142.00	O _{3(g)}	-187.80	H ₂ O _{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 ₂ S _(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 (ΔH_f°) عند 25°C وضغط 101.3 kPa

6. حرارة الاحتراق القياسية

Standard Heat of Combustion

حرارة الاحتراق القياسية Standard Heat of Combustion هي كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادّة (عنصرية أو مركبة) احتراقاً تاماً 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 مركبة) في حالتها القياسية.
- يكون الاحتراق احتراقاً تاماً في وجود الهواء الجوّي أو كمية وافرة من الأكسجين في الظروف القياسية.
- تُعتبر منطلقة وتأخذ إشارة سالبة.

Hess's Law

7. قانون هس

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.

فقرة إثرائية

معلومات إضافية

- يجب التمييز بين حرارة التفاعل والحرارة التي تعكس حركة الجسيمات في المادة.
- تشتق كلمة إنثالبي Enthalpy من اليونانية وتعني "الحرارة من الداخل".
- يرمز الحرف اليوناني "Δ" إلى "التغير في" وتُقرأ (دلتا).

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 عدة خطوات. يكون التغير في الإنثالبي لأي تفاعل كيميائي قيمة ثابتة حين يكون الضغط ودرجة الحرارة ثابتين، سواء تم هذا التفاعل في خطوة واحدة أو عدة خطوات، على أن تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة نفسها في كل حالة.

نظراً لوجود عنصر الكربون على شكلين هما الجرافيت والألماس عند 25 °C، لأن الجرافيت أكثر ثباتاً من الألماس، فإنك تتوقع حدوث التفاعل التالي:



لكن، ولحسن حظ من يملك كميات من الألماس، فإن تحول هذا الأخير إلى جرافيت يتم بتفاعل بطيء للغاية قد يستغرق ملايين السنين. لا يمكن قياس التغير في الإنثالبي لهذا التفاعل بطريقة مباشرة لأن التفاعل، كما ذكرنا سابقاً، بطيء جداً، لكن يمكننا الاستعانة بقانون «هس» لحساب حرارة التفاعل السابق.

ويعبر عن قانون هس بقاعدة بسيطة وهي:

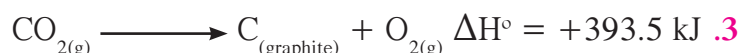
عندما نجمع المعادلات الكيميائية الحرارية لتفاعل ما لنحصل على المعادلة النهائية، فإننا نقوم أيضاً بجمع الحرارة الناتجة عن كل تفاعل لنحصل على حرارة التفاعل النهائية. تُسمى هذه القاعدة بقانون «هس» للجمع الحراري

Hess's Law of Heat Summation

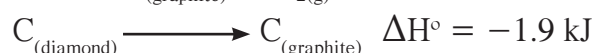
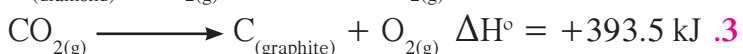
يمكنك استخدام قانون «هس» لمعرفة تغيرات الإنثالبي لعملية تحول الألماس إلى جرافيت وفق معادلات الاحتراق التالية:



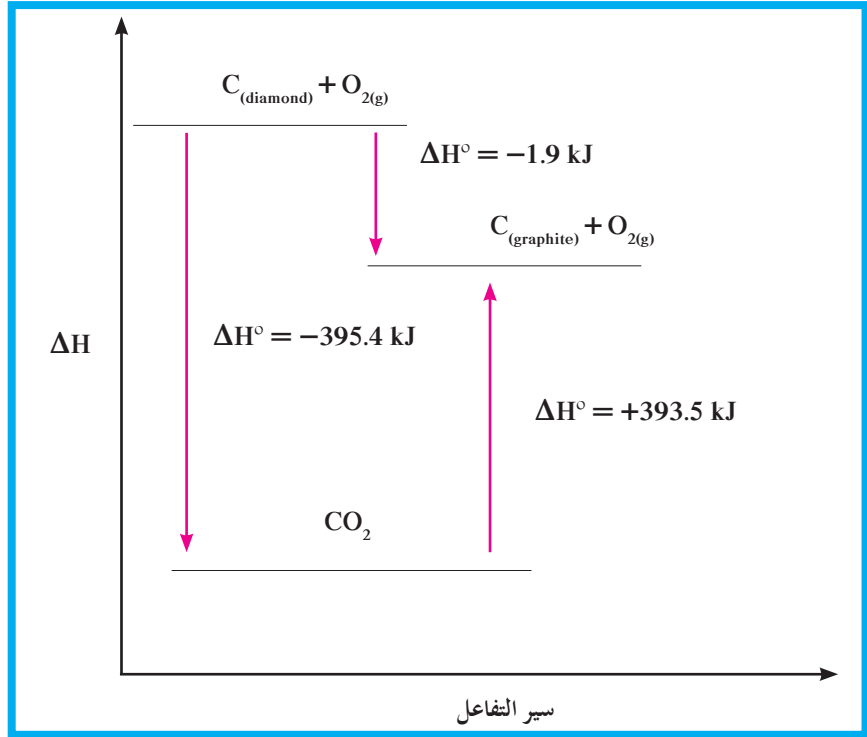
إذا عكسنا المعادلة (2) نحصل على:



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



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



شكل (51)

يُستخدم قانون «هس» لتعيين التغير في الإنثالبي لتفاعل كيميائي بطيء للغاية:



فقرة إثرائية

معلومات إضافية

• يُعتبر الجول Joule وحدة قياس كمية الحرارة في النظام الدولي SI ورمزه (J). سُميت وحدة قياس كمية الحرارة Joule نسبة للعالم البريطاني جايمز جول James Joule.

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg.m}^2.\text{s}^{-2}$$

• استخدم الكيميائيون والفيزيائيون في الماضي وحدة قياس

تُسمى السعر الحراري Calory

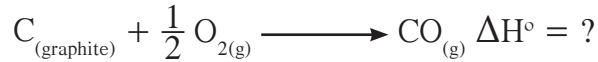
وهي كمية الحرارة اللازمة

لرفع درجة حرارة جرام

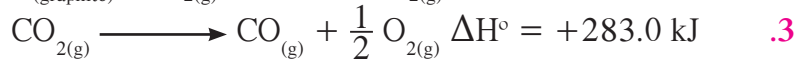
واحد من الماء درجة واحدة

$$1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$$

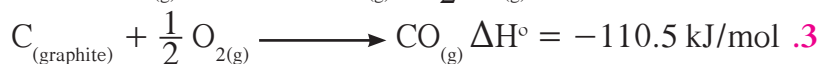
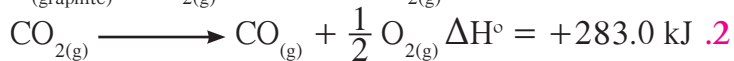
يعطي بعض التفاعلات نواتج أخرى إضافية إلى جانب الناتج المراد الحصول عليه. لنفترض أننا نريد تعيين الإنثالبي لتكوين مركب أول أكسيد الكربون من عناصره طبقاً للتفاعل التالي:



فعلى الرغم من أنّ كتابة المعادلة سهلة، إلا أنّ إجراء التفاعل في المختبر كما هو مكتوب في المعادلة أمر شبه مستحيل، نظراً لتكوّن مركب ثاني أكسيد الكربون (ناتج ثانوي) إلى جانب أول أكسيد الكربون (الناتج المراد الحصول عليه). لذلك، فإنّ حرارة التفاعل التي تُقاس في هذه الحالة هي محصّلة تكوّن كلّ من CO و CO₂ وليس CO بمفرده. ومع ذلك، يمكن حلّ هذه المشكلة باستخدام قانون «هس»:

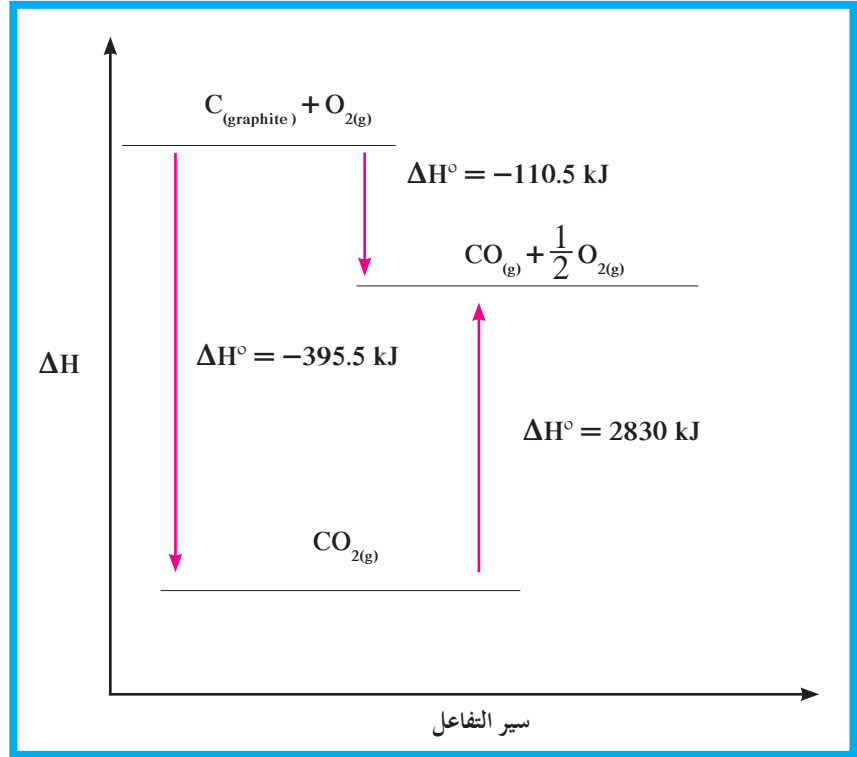


وبجمع المعادلتين (2) و (3) وحذف الكميات المتماثلة على جانبي السهم (CO₂ و ½ O₂ فحسب)، نحصل على معادلة تكوّن CO_(g) انطلاقاً من عناصره، مع ملاحظة أنّه تمّ حذف ½ O_{2(g)} فحسب من المعادلة النهائية كما هو موضّح في الشكل (52) والمعادلات التالية:



شكل (52)

يُستخدم قانون «هس» لتحديد التغير الإنفالي
لتفاعل أول أكسيد الكربون مع الأكسجين:
 $2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{CO}_{2(g)}$



مثال (1)

ما هي حرارة التفاعل القياسية ΔH° لتفاعل غاز أول أكسيد الكربون مع الأكسجين لتكوين غاز ثاني أكسيد الكربون؟

طريقة التفكير في الحل

1. حلّ: اذكر المعلوم وغير المعلوم.

المعلوم: من الجدول (11)

$$\Delta H_f^\circ (\text{O}_{2(g)}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{(g)}) = -110.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_{2(g)}) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

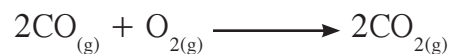
غير المعلوم:

$$\Delta H_f^\circ = ? \text{ kJ}$$

ابدأ بوزن معادلة التفاعل $\text{CO}_{(g)}$ مع $\text{O}_{2(g)}$ لتكوين $\text{CO}_{2(g)}$ ، ثم عيّن ΔH_f° مستخدماً درجات التكوين القياسية للمواد المتفاعلة والنتيجة.

2. احسب: حلّ غير المعلوم.

اكتب المعادلة الموزونة أولاً:



ثم اوجد واجمع ΔH_f° لجميع المواد المتفاعلة آخذاً بالاعتبار عدد مولات كلّ منها.

$$\Delta H_f^\circ (\text{Reactants}) = 2 \text{ mol CO}_{(g)} \times \frac{-110.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}_{(g)}} + 1 \text{ mol O}_{2(g)} \times \frac{0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol O}_{2(g)}} = -221.0 \text{ kJ}$$

تابع مثال (1)

ثمّ اوجد ΔH_f° للناتج بطريقة مماثلة:

$$\Delta H_{f(\text{Products})}^\circ = 2 \text{ mol CO}_{2(g)} \times \frac{-393.5 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CO}_{2(g)}} = -787.0 \text{ kJ}$$

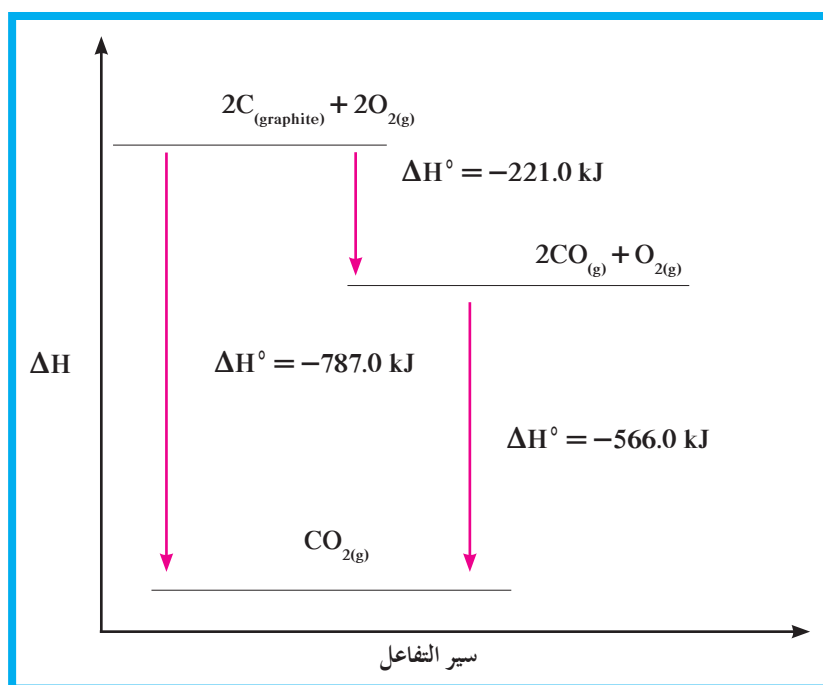
وأخيراً اوجد الفرق بين ΔH_f° (للمواد الناتجة) و ΔH_f° (للمواد المتفاعلة).

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

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

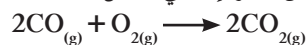
3. قيم: هل النتيجة لها معنى؟

قيمة ΔH° سالبة، ولهذا فإنّ التفاعل طارد للحرارة كما هو موضح في الشكل (52). وهذه النتيجة منطقية لأنّ أكسدة أول أكسيد الكربون هي تفاعل احتراق يؤدي دائماً إلى إنتاج حرارة.



شكل (53)

يُستخدم قانون «هس» لتعيين التغير الإنثالي لتفاعل أول أكسيد الكربون مع الأكسجين:



أُسئلة تطبيقية وحلّها

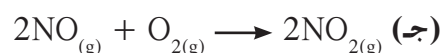
1. استخدمِ درجات التكوين القياسية لحساب درجات التفاعل القياسية (ΔH°) للتفاعلات التالية:



الحلّ: -30.91 kJ

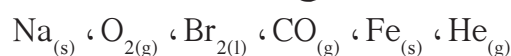


الحلّ: 178.4 kJ



الحلّ: -113 kJ

2. درجات التكوين للموادّ التالية متماثلة ما عدا مادّة واحدة، حدّد هذه المادّة. اشرح.



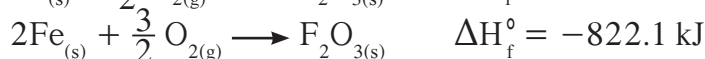
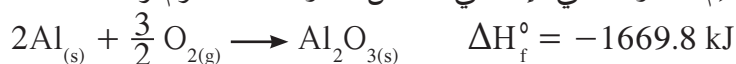
الحلّ: CO مركّب والموادّ المتبقّية عناصر.

مراجعة الدرس 1-1

1. احسب التغيّر في الإنثالبي (ΔH) بالكيلوجول kJ للتفاعل التالي:



استخدمِ التغيّرات في الإنثالبي لتفاعل احتراق الألمنيوم والحديد:



2. ما هي حرارة التفاعل القياسية (ΔH°) لتحلّل ماء الأكسجين؟



3. اكتب قانون «هس» للجمع الحراري بأسلوبك الخاصّ، وشرح أهميّة هذا القانون.

4. ماذا يحدث لإشارة ΔH عند كتابة التفاعل بطريقة عكسية؟ ولماذا؟

5. عدّد أنواع التفاعلات الكيميائية وحدّد رمز قيمة ΔH في كلّ منها.

مراجعة الوحدة الثالثة

المفاهيم

Enthalpy (ΔH)	التغير في الإنثالبي	Enthalpy	إنثالبي
Endothermic Reaction	تفاعل ماص للحرارة	Exothermic Reaction	تفاعل طارد للحرارة
Surrounding	المحيط	Athermic Reaction	تفاعل لا حراري
Standard Heat of Combustion	حرارة الاحتراق القياسية	Heat	الحرارة
Heat of Formation	حرارة التكوين	Heat of Reaction	حرارة التفاعل
Thermochemistry	الكيمياء الحرارية	Standard Heat of Formation	حرارة التكوين القياسية
Hess's law	قانون هس	System	النظام
		Hess's Law of Heat Summation	قانون هس للجمع الحراري

الأفكار الرئيسية للوحدة

(1-1) التغيرات الحرارية

- الحرارة هي الطاقة التي تتدفق داخل النظام وخارجه بسبب وجود اختلاف في درجة الحرارة بين النظام ومحيطه.
- تُقسّم التفاعلات الكيميائية إلى تفاعلات ماصة للحرارة وتفاعلات طاردة للحرارة وتفاعلات لا حرارية بسبب التغيرات الحرارية التي ترافقها.
- يساوي التغير في الإنثالبي ΔH كمية الحرارة الممتصة أو المنطلقة (الطاردة) خلال تفاعل كيميائي تحت ضغط ثابت.
- حرارة التفاعل هي كمية الحرارة التي تنطلق أو تُمتص عندما يتفاعل مول واحد من المواد المتفاعلة خلال تفاعل كيميائي لتكوين مواد ناتجة.
- تكون حرارة التفاعل محصلة تغيرات الطاقة الناتجة عن تفكك الروابط الكيميائية في المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في المواد الناتجة.
- تساوي حرارة التكوين القياسية لمركب ما التغير في المحتوى الحراري (الإنثالبي ΔH) المرافق لتكوين مول واحد من هذا المركب انطلاقاً من عناصره، تحت الظروف القياسية التالية: $T = 25^\circ\text{C} = 298\text{ K}$ و $P = 1\text{ atm} = 101.3\text{ kPa}$.
- يمكن معرفة قيمة تغير التفاعل بشكل غير مباشر باستخدام قانون "هس" من خلال قانون "هس" للجمع الحراري.
- حرارة الاحتراق القياسية هي كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق 1 mol من مادة عنصرية أو مركبة احتراقاً تاماً 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 تؤديه الطاقة في تفاعل كيميائي ما؟
2. ما الذي يحدّد التغيّر في الطاقة لتفاعل كيميائي ما؟ ما هي الكيمياء الحرارية؟
3. قارن بين المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة والمحتوى الحراري للمواد الناتجة في تفاعل كيميائي ما (طارِد الحرارة، ماصٌّ للحرارة، لا حراري).
4. ما هو التغيّر في المحتوى الحراري ΔH ؟ وماذا يعني رمز ΔH ؟
5. عرّف حرارة التكوين لمركّب ما.
6. ماذا تعني الظروف القياسية عند تحديد حرارة التكوين لمركّب ما؟
7. قارن وباين بين النظام والمحيط.
8. قارن وباين بين المعادلات الماصة وتلك الطاردة للحرارة من حيث تدفق الحرارة ورمز التغيّر في المحتوى الحراري (الإنتالبي ΔH).
9. عرّف الإنتالبي وشرح كيف يعتمد قانون "هس" على حقيقة أنّ المحتوى الحراري (الإنتالبي) 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. علام ينصّ قانون "هس"؟ اذكر مبدئين يُستخدمان عند جمع المعادلات الكيميائية.

اختبر مهاراتك

1. لكلّ من التفاعلات الكيميائية التالية، حدّد ΔH ونوع التفاعل (ماصٌّ للحرارة أو طارِد للحرارة).
 - (أ) $C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 393.5 \text{ kJ}$
 - (ب) $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)} + 198 \text{ kJ}$
 - (ج) $CaCO_{3(s)} + 176 \text{ kJ} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
 - (د) $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 890 \text{ kJ}$
 - (هـ) $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + 44 \text{ kJ}$
2. أعد كتابة كلّ من التفاعلات التالية وضع قيمة ΔH في المعادلة، ثمّ حدّد نوع التفاعل (ماصٌّ للحرارة أو طارِد للحرارة).
 - (أ) $3CO_{(g)} + Fe_2O_{3(s)} \longrightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)} \quad \Delta H = -24.7 \text{ kJ}$
 - (ب) $2NO_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = +114.2 \text{ kJ}$
 - (ج) $C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -1411 \text{ kJ}$
 - (د) $N_{2(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow N_2H_{4(l)} \quad \Delta H = +50.63 \text{ kJ}$
3. يُعتبر الأمونيا غاز عديم اللون له رائحة نفاذة في حالته الطبيعية، ويُستخدم بشكل أساسي في إنتاج الأسمدة الكيميائية النيتروجينية، وصيغته NH_3 . يُحضّر الأمونيا من عنصري النيتروجين والهيدروجين بحسب المعادلة التالية التي تحدث تحت ضغط ثابت:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)} \quad \Delta H = -91.8 \text{ kJ}$$
 احسب كمّية الحرارة المنطلقة عندما يتكوّن 680 kg من الأمونيا. علماً أنّ: (N) = 14، (H) = 1

4. الميثان هو مركب كيميائي عضوي يُعدّ من أبسط الهيدروكربونات (الألكانات) وله الصيغة الكيميائية CH_4 ، ويشكّل أحد غازات الانحباس الحراري. يُعتبر الميثان أحد أنواع الوقود المهمة. يُستخدم بشكل أساسي في عمليات الاحتراق للحصول على الطاقة.

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

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

(ج) احسب كمية الحرارة التي تنطلق عند احتراق 2.5 mol من الميثان.

5. يُعدّ الجلوكوز $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 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 سكر العنب. عند استهلاك النشويات أو الفاكهة أو غيرها من الأطعمة الغنية بالنشويات، يتفاعل الجلوكوز في جسم الإنسان بحسب المعادلة التالية:



(أ) احسب حرارة التفاعل ΔH° باعتبار أنّ حرارة التكوين القياسية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة هي التالية:

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1268 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{O}_2) = 0$$

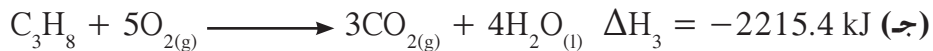
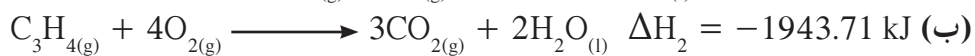
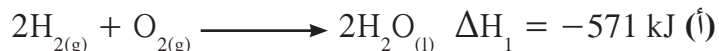
$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = -285.8 \text{ kJ/mol}$$

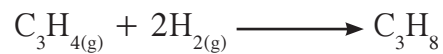
(ب) احسب كتلة الجلوكوز $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ اللازمة لإنتاج 94 kJ من الحرارة.

علمًا أنّ: 1 (H) = 12 (C) = 16 (O)

6. يتمثل بعض التفاعلات الكيميائية الحرارية بالمعادلات التالية:

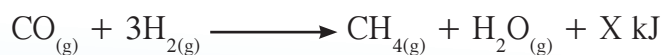


احسب كمية الحرارة ΔH للتفاعل التالي:

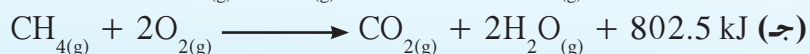


هل هذا التفاعل طارد أو ماص للحرارة؟

7. توضّح المعادلة التالية تفاعلًا كيميائيًا حراريًا:



احسب X بالاعتماد على المعادلات التالية:



مشاريع الوحدة

1. اجر بحثاً في مكتبة المدرسة أو استعن بأي مرجع عن تاريخ دراسة الحرارة في العمليات الفيزيائية والكيميائية، وكيف أدت 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 مستعيناً بالمعادلة التالية: $1 \text{ food Cal} = 1000 \text{ cal} = 4.18 \text{ kJ}$ قارن بين مجموع السعرات التي تناولتها والسعرات التي تناولها زملائك في الصف. هل مجموع هذه السعرات يتوافق مع ما ينصح به اختصاصيو التغذية.
3. حاول أن ترصد عمليات تحدث في أحد الأيام في المدرسة أو في البيت أو على الطريق. سجّل ما إذا كانت هذه العمليات فيزيائية أو كيميائية. حدّد ما إذا كانت هذه العمليات ماصة أو طاردة للحرارة.
4. رافق والديك إلى المتجر للتبضع. اختر المنتجات الغذائية المفضّلة لديك. حاول أن تجد الملصق الذي يعدّد مكوّنات هذا المنتج مع كمّيات السعرات الحرارية الموافقة لكلّ مكوّن. ضع جدولاً مفصّلاً واحسب قيمة السعرات الحرارية الموجودة في 100 g من هذا المنتج.

المكوّنات	الكمّية في 100 g	عدد السعرات

مصطلحات

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

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

الرابطة التساهمية سيجما Sigma-bond σ : رابطة تساهمية تنتج عن تداخل فلكي ذرتين رأساً لرأس . (صفحة 15)

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

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

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

الأفلاك المهجنّة Hybrid Orbitals: تتكوّن هذه الأفلاك نتيجة دمج عدّة أفلاك ذرية. (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 إلكتروليتيّة Electrolytes: المركّبات التي توصل التيار الكهربائي في المحلول المائي أو في الحالة المنصهرة. (صفحة 36)

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

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

الغرويات Colloids: مخاليط تحتوي على جسيمات يتراوح قطر كلٍّ منها بين 1 nm و 1000 nm. (صفحة 40)

الحركة البراونية Brownian Motion: حركة دائمة وغير منتظمة وبشكل متعرج 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 المركب الذي يُكتب في المعادلة الكيميائية. (صفحة 46)

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

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

ذوبانية Solubility: تشير إلى كتلة المادة التي تذوب في كمية معينة من المذيب عند درجة حرارة معينة لتكوّن محلولاً مشبعًا. (صفحة 52)

امتزاج كلي 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 طرديًا مع الضغط (P) الموجود فوق سطح السائل. (صفحة 56)

المحلول فوق المشبع Supersaturated Solution: محلول يحتوي على كمية من المذاب زائدة على الكمية المسموح بها نظريًا. (صفحة 57)

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

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

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

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

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

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

المولالية Molality: عدد مولات المذاب في 1 kg من المذيب ، وتُعرف 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 المجمعة 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 يهتم بدراسة التغيرات 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 يمتصها المحيط خارج النظام . (صفحة 83)

تفاعل ماص للحرارة Endothermic Reaction: تفاعل يحتاج إلى طاقة حرارية يمتصها النظام من محيطه . (صفحة 84)

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

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

حرارة التكوين القياسية Standard Heat of Formation: التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتكوين مول واحد من المركب انطلاقاً من عناصره الأولية. (صفحة 86)

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

قانون هس Hess's Law: ينص هذا القانون على أن التغير في الانثالبي لأي تفاعل كيميائي هو قيمة ثابتة حين يكون الضغط ودرجة الحرارة ثابتين، سواء تم هذا التفاعل في خطوة واحدة أو خطوات عدة، على أن تكون المواد المتفاعلة والمواد الناتجة نفسها في كل حالة. (صفحة 88)

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

[illegible]

ملاحظات

[illegible]

